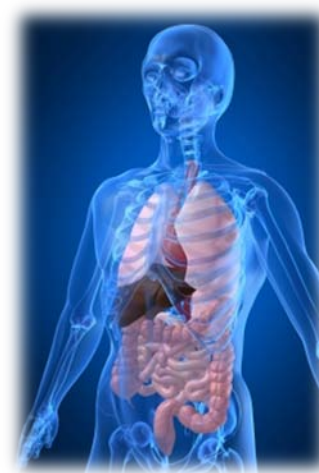




## ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

### 2<sup>η</sup> θεματική ενότητα: Χημικοί δεσμοί και μοριακές ιδιότητες



**Σχολή:** Περιβάλλοντος  
**Τμήμα:** Επιστήμης Τροφίμων και Διατροφής  
**Εκπαιδευτής:** Χαράλαμπος Καραντώνης



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ  
2007-2013  
πρόγραμμα για την ανάπτυξη  
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

# Άδειες Χρήσης

- ❑ Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- ❑ Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.



# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αιγαίου**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.



- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



# ΔΕΣΜΟΙ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

## Σύνοψη προηγούμενου

Πως περιγράφονται οι ομοιοπολικοί δεσμοί

Μοντέλο υβριδισμένων τροχιακών για περιγραφή μορίων

## ΆΛΛΕΣ ΘΕΜΕΛΙΩΔΕΙΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Τρόπος κατανομής  $e^-$  στους δεσμούς μεταξύ ατόμων και  
συνέπειες

Ηλεκτραρνητικότητα

Διπολική ροπή

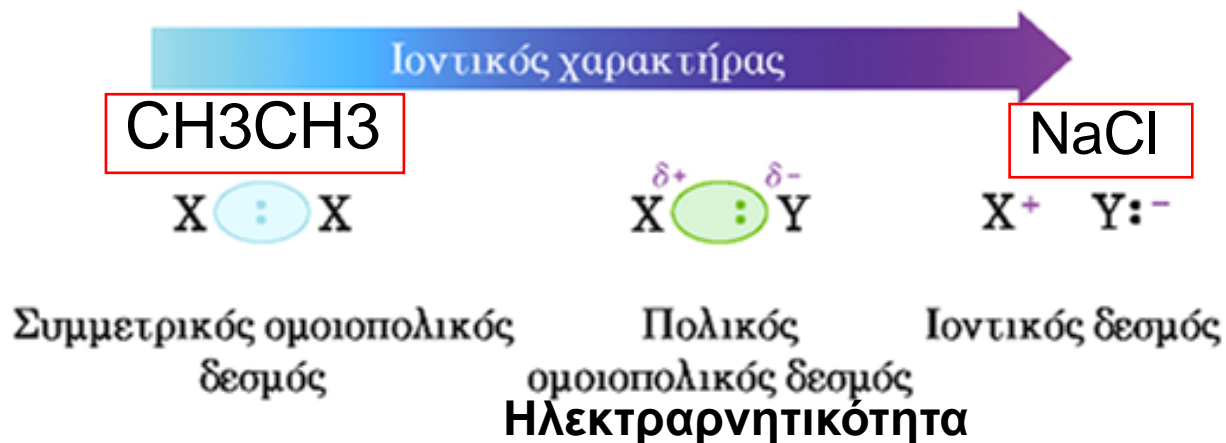
Τυπικό φορτίο

Συντονισμός

Οξέα και Βάσεις

Λειτουργικές ομάδες

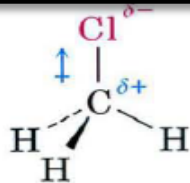
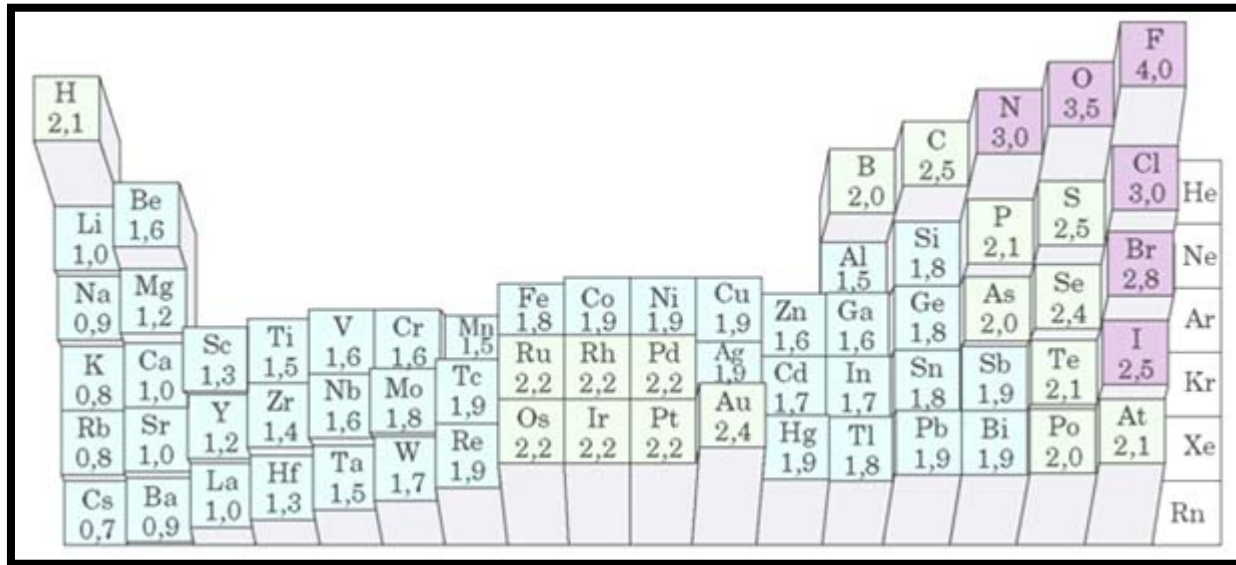
# ΚΑΤΑΝΟΜΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ ΠΟΛΙΚΟΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ



Η πολικότητα των δεσμών οφείλεται σε διαφορές στην ηλεκτραρνητικότητα,

η **ηλεκτραρνητικότητα** εκφράζει την ιδιαίτερη ικανότητα ενός ατόμου να έλκει ηλεκτρόνια σε έναν ομοιοπολικό δεσμό

# ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑ ΠΟΛΙΚΟΤΗΤΑ ΔΕΣΜΩΝ



Χλωρομεθάνιο

$$\begin{aligned} \text{Χλώριο:} & \quad \text{HA} = 3,0 \\ \text{Ανθρακας:} & \quad \text{HA} = 2,5 \\ \hline & \quad \Delta\text{HA} = 0,5 \end{aligned}$$

- Δεσμοί ανάμεσα σε άτομα παραπλήσιων ηλεκτραρνητικοτήτων είναι ομοιοπολικοί
- Δεσμοί ανάμεσα σε άτομα των οποίων οι τιμές ηλεκτραρνητικότητας διαφέρουν λιγότερο από 2 μονάδες είναι πολικοί ομοιοπολικοί
- Δεσμοί ανάμεσα σε άτομα των οποίων οι τιμές ηλεκτραρνητικότητας διαφέρουν περισσότερο από 2 μονάδες είναι σε μεγάλο βαθμό ιοντικοί

# ΕΠΑΓΩΓΙΚΟ ΦΑΙΝΟΜΕΝΟ

**Όρος που αναφέρεται στην ικανότητα ενός ατόμου να πολώνει έναν δεσμό**

**Επαγωγικό φαινόμενο (θετικό και αρνητικό):**

Η μετατόπιση των ηλεκτρονίων ενός δεσμού, ανάλογα με την ηλεκτραρνητικότητα των γειτονικών του ατόμων.

**Θετικό επαγωγικό φαινόμενο:** προσφέρονται ηλεκτρόνια

**Αρνητικό επαγωγικό φαινόμενο:** έλκονται ηλεκτρόνια

*Τα επαγωγικά φαινόμενα παίζουν πολύ σημαντικό ρόλο στην κατανόηση της χημικής δραστηριότητας*

# ΔΙΠΟΛΙΚΗ ΡΟΠΗ

## ΠΟΛΙΚΟΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

### από το δεσμό στο μόριο

#### Διπολική ροπή: Μέγεθος της Μοριακής Πολικότητας

ονομάζεται η συνολική πολικότητα ενός μορίου που προκύπτει από το αλγεβρικό άθροισμα όλων των επιμέρους πολικότητων των δεσμών μεταξύ των ατόμων, καθώς και της συνεισφοράς των ελεύθερων ζευγών ηλεκτρονίων που τυχόν υπάρχουν.

\*Το νερό είναι ένας πολικός διαλύτης που διαλύει πολικές ενώσεις

**Διπολική ροπή ( $\mu$ ):** το μέγεθος του φορτίου  $Q$  σε κάθε άκρο του μοριακού διπόλου, πολλαπλασιασμένο με την απόσταση ανάμεσα στα φορτία


(Μέγεθος ανυσματικό: έχει μέτρο και κατεύθυνση)

(Μονάδες:  $D(\text{debye})$ .  $1D = 3,336 \times 10^{-30} \text{C}\cdot\text{m}$ , SI)

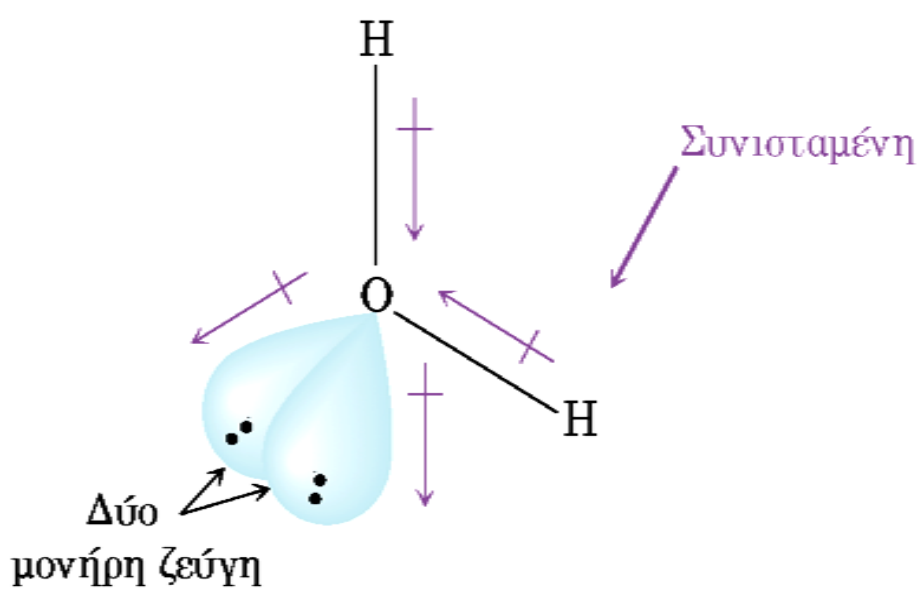
$$\mu = Q \times r$$



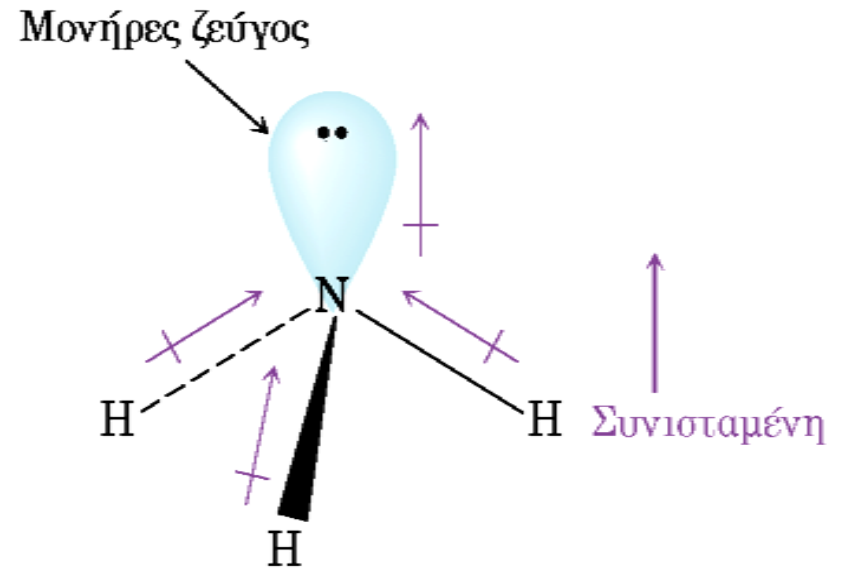
# ΤΙΜΕΣ ΔΙΠΟΛΙΚΗΣ ΡΟΠΗΣ

<i>Ένωση</i>	<i>Διπολική ροπή (D)</i>
H <sub>2</sub> O	1,85
CH <sub>3</sub> OH	1,70
CH <sub>4</sub>	0
CCl <sub>4</sub>	0
CH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub>	0
	0
<b>Βενζόλιο</b>	

# ΔΙΠΟΛΙΚΗ ΡΟΠΗ ΠΟΛΙΚΟΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

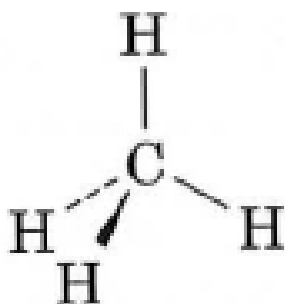


Νερό,  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\mu = 1,85 \text{ D}$ )

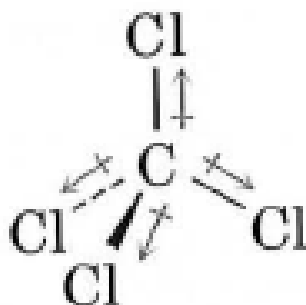


Αμμωνία,  $\text{NH}_3$  ( $\mu = 1,47 \text{ D}$ )

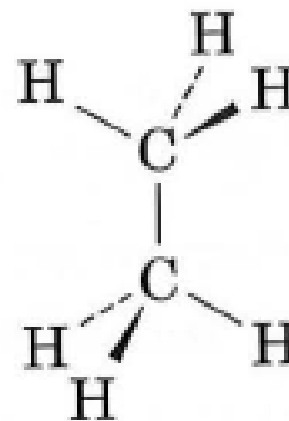
# ΔΙΠΟΛΙΚΗ ΡΟΠΗ ΠΟΛΙΚΟΙ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ



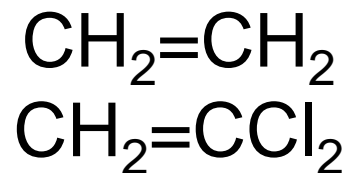
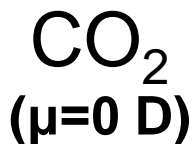
Μεθάνιο  
( $\mu = 0 \text{ D}$ )



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



Αιθάνιο  
( $\mu = 0 \text{ D}$ )



# ΤΥΠΙΚΑ ΦΟΡΤΙΑ ΚΑΙ ΔΙΠΟΛΑ ΜΟΡΙΑ

**Δίπολα μόρια** ονομάζονται τα μόρια που είναι συνολικά ουδέτερα από άποψη φορτίου, αλλά συγκεκριμένα άτομα σ' αυτά παρουσιάζουν αρνητικά και θετικά φορτία.

*Ο διπολικός χαρακτήρας στα μόρια έχει συνήθως σημαντικές επιπτώσεις στη χημική τους συμπεριφορά και είναι ιδιαίτερα χρήσιμο να είμαστε σε θέση να υπολογίζουμε επακριβώς τα τυπικά φορτία.*

$$\text{Τυπικό Φορτίο} = \left( \begin{array}{c} \text{Αριθμός} \\ \text{ηλεκτρονίων} \\ \text{σθένους} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Τα μισά} \\ \text{δεσμικά} \\ \text{ηλεκτρόνια} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Αριθμός των} \\ \text{αδεσμικών} \\ \text{ηλεκτρονίων} \end{array} \right)$$



**Αριθμός Δεσμών**

Άτομο	${}_6\text{C}$			${}_7\text{N}$			${}_8\text{O}$		
Δομή	$\begin{array}{c}   \\ \text{---C}^+ \\   \end{array}$	$\begin{array}{c}   \\ \text{---C---} \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{C}}\text{---} \\   \end{array}$	$\begin{array}{c}   \\ \text{---N}^+ \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{N}}\text{---} \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{N}}\text{---} \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{O}}^+ \\   \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{O}}\text{---} \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{---}\ddot{\text{O}}\text{---} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$
Αριθμός δεσμών	3	4	3	4	3	2	3	2	1
Μονήρη ζεύγη	0	0	1	0	1	2	1	2	3
Τυπικό φορτίο	+1	0	-1	+1	0	-1	+1	0	-1

$$\text{Τυπικό Φορτίο} = \left( \begin{array}{c} \text{Αριθμός} \\ \text{ηλεκτρονίων} \\ \text{σθένους} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Τα μισά} \\ \text{δεσμικά} \\ \text{ηλεκτρόνια} \end{array} \right) - \left( \begin{array}{c} \text{Αριθμός των} \\ \text{αδεσμικών} \\ \text{ηλεκτρονίων} \end{array} \right)$$



**Αριθμός Δεσμών**

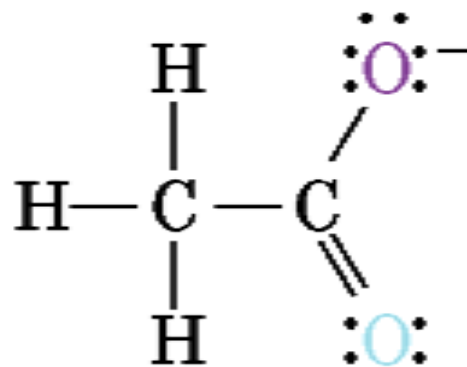
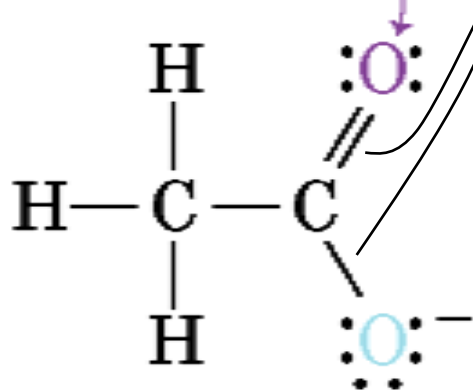
# ΣΥΝΤΟΝΙΣΜΟΣ

C-O (1,35 Å)

μήκος 1,27 Å

C=O (1,20 Å)

Ο διπλός δεσμός είναι  
σε αυτό το οξυγόνο;



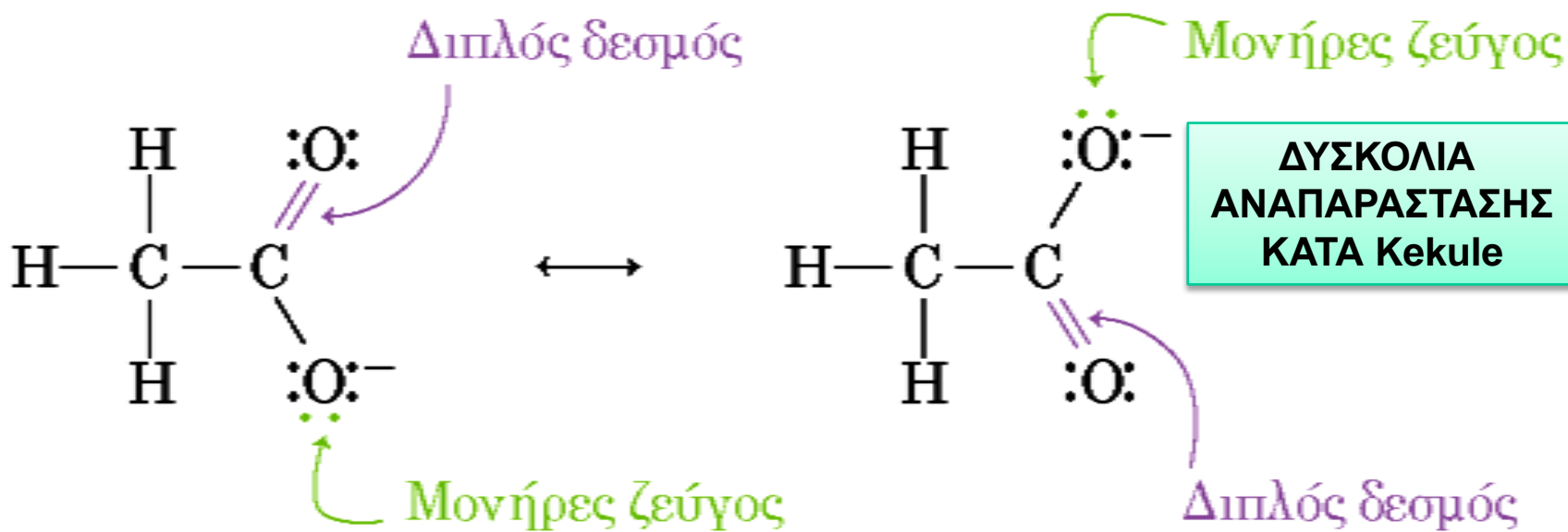
ή σε αυτό;

**Οξικό ιόν**

# ΚΑΝΟΝΕΣ ΑΠΕΙΚΟΝΙΣΗΣ ΚΑΙ ΕΡΜΗΝΕΙΑΣ ΔΟΜΩΝ ΣΥΝΤΟΝΙΣΜΟΥ

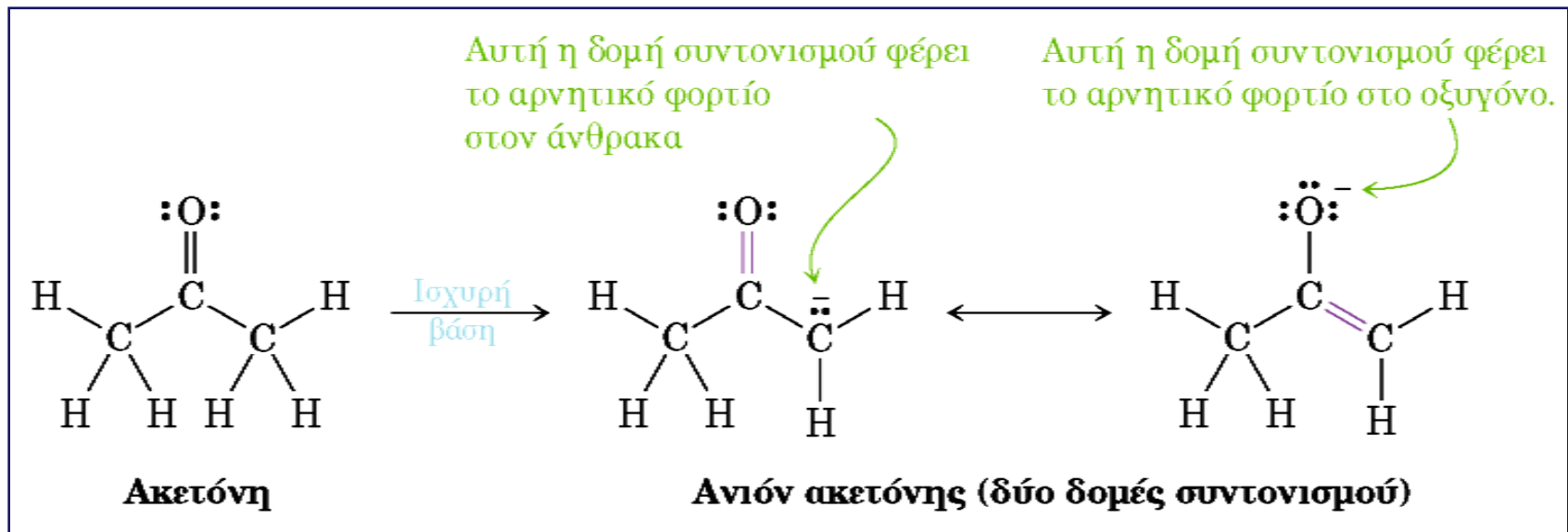
- 1) Οι μεμονωμένες δομές συντονισμού δεν υφίστανται στην πραγματικότητα (Η ένωση είναι υβρίδιο των δομών συντονισμού).
- 2) Οι δομές συντονισμού διαφέρουν μόνο στην κατανομή των π και των μη δεσμικών ηλεκτρονίων τους.

**ΔΕΝ ΠΡΟΚΕΙΤΑΙ ΓΙΑ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ**



# ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ ΣΤΙΣ ΔΟΜΕΣ ΣΥΝΤΟΝΙΣΜΟΥ

3) Οι διαφορετικές δομές συντονισμού μιας ένωσης δεν είναι απαραίτητα ισοδύναμες (σταθερότητα).

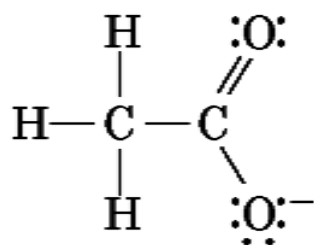


Όταν δύο δομές συντονισμού είναι μη ισοδύναμες, η πραγματική δομή του υβριδίου συντονισμού βρίσκεται πλησιέστερα στην περισσότερο σταθερή δομή συντονισμού παρά στη λιγότερο σταθερή.

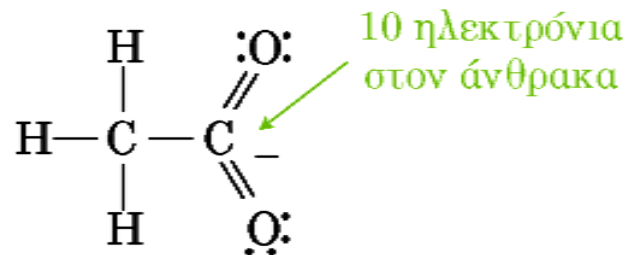
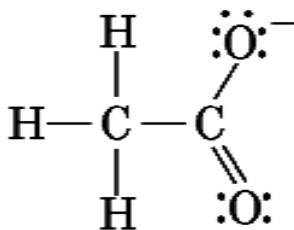


# ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ ΣΤΙΣ ΔΟΜΕΣ ΣΥΝΤΟΝΙΣΜΟΥ

4) Οι δομές συντονισμού θα πρέπει να είναι ορθές δομές κατά *Lewis* και να υπακούουν στους τυπικούς κανόνες διατήρησης του σθένους (κανόνας οκτάδας).



**Οξικό ιόν**



*ΟΧΙ* ορθή δομή  
συντονισμού

5) Το υβρίδιο συντονισμού είναι περισσότερο σταθερό από οποιαδήποτε μεμονωμένη δομή συντονισμού (αύξηση σταθερότητας): Όσο περισσότερες οι δομές συντονισμού ,

τόσο πιο σταθερή η ένωση

# ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ ΟΡΙΣΜΟΙ

Η έννοια της **οξύτητας** και της **βασικότητας** είναι θεμελιώδης έννοια που σχετίζεται με την **πολικότητα** και την **ηλεκτραρνητικότητα**

**Οξύ** κατά Brønsted-Lowry είναι μια ένωση που μπορεί να **προσφέρει ένα πρωτόνιο ( $H^+$ )**

**Βάση** κατά Brønsted-Lowry είναι μια ένωση που μπορεί να γίνει **δέκτης πρωτονίου ( $H^+$ )**

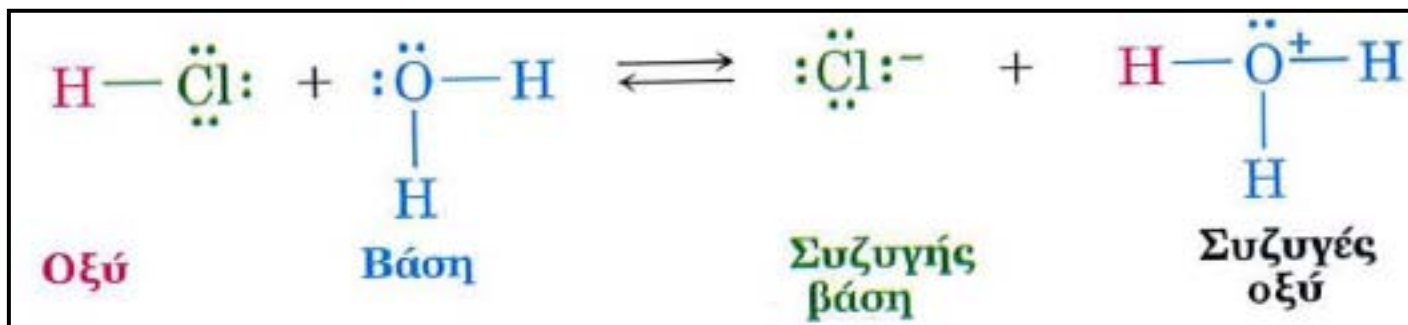
**Οξύ** κατά Lewis θεωρείται μια ένωση η οποία μπορεί να γίνει **δέκτης ενός ζεύγους ηλεκτρονίων**

**Βάση** κατά Lewis είναι η ένωση που μπορεί να γίνει **δότης ενός ελεύθερου ζεύγους ηλεκτρονίων.**

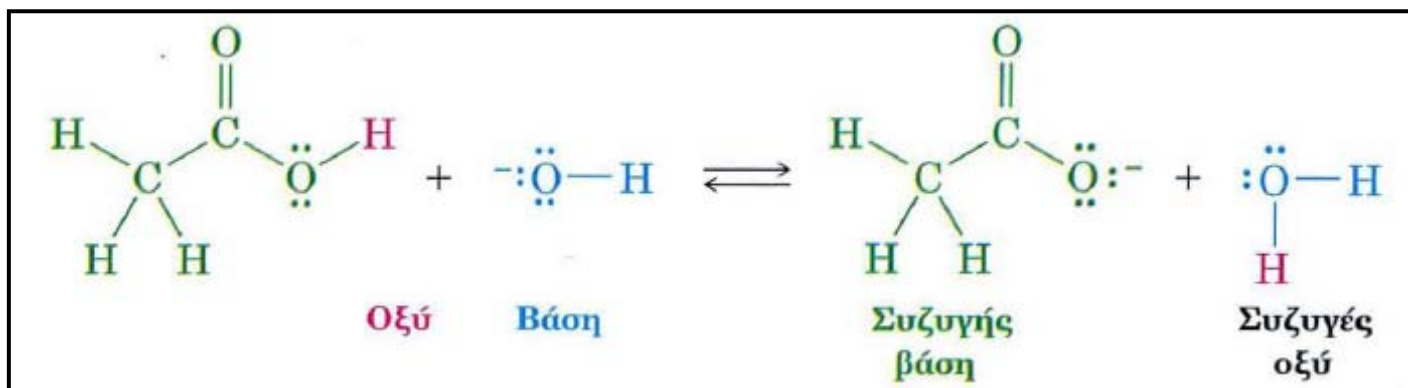
# ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑ ΟΞΥΤΗΤΑ-ΒΑΣΙΚΟΤΗΤΑ



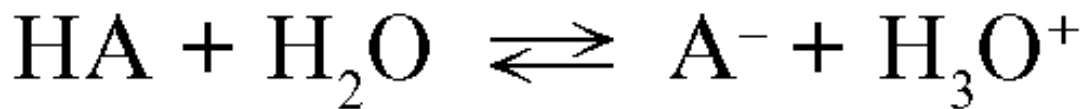
Ισχυρό οξύ



Ασθενές οξύ



# ΗΛΕΚΤΡΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑ ΟΞΥΤΗΤΑ-ΒΑΣΙΚΟΤΗΤΑ





$$K_a = K_{\text{eq}}[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Η ισχύς ενός οξέος εκφράζεται συνήθως σε τιμές  $pK_a$ , όπου  $pK_a$  είναι ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της  $K_a$ :

$$pK_a = -\log K_a$$

*Ισχυρά οξέα, μεγάλη τιμή  $K_a$  μικρή  $pK_a$   
Ασθενή οξέα, μικρή τιμή  $K_a$  μεγάλη  $pK_a$*

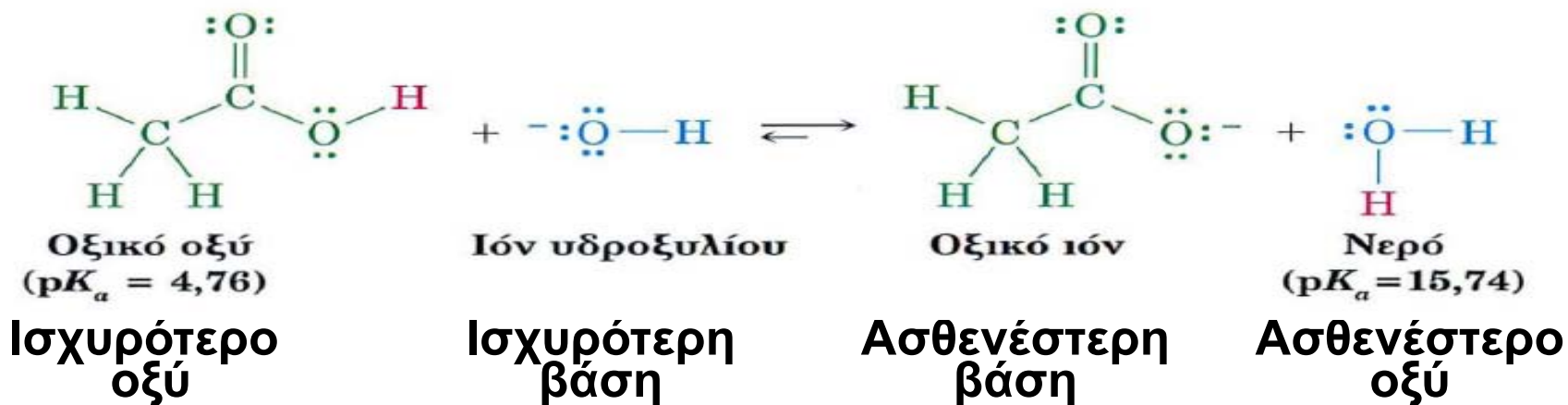
Εύρος τιμών  $K_a$ :  $10^{15}$  για τα ισχυρότερα έως  $10^{-60}$  για τα ασθενέστερα.

	Οξύ	Ονομασία	$pK_a$	Συζυγής βάση	Ονομασία	
<p>Ασθενέ- στερο οξύ</p>  <p>Ισχυρό- τερο οξύ</p>	$CH_3CH_2OH$	Αιθανόλη	16,00	$CH_3CH_2O^-$	Ιόν αιθοξειδίου	<p>Ισχυρό- τερη βάση</p>  <p>Ασθενέ- στερη βάση</p>
	$H_2O$	Νερό	15,74	$HO^-$	Ιόν υδροξυλίου	
	$HCN$	Υδροκυάνιο	9,31	$CN^-$	Ιόν κυανίου	
	$CH_3COOH$	Οξικό οξύ	4,76	$CH_3COO^-$	Οξικό ιόν	
	$HF$	Υδροφθορικό οξύ	3,45	$F^-$	Ιόν φθορίου	
	$HNO_3$	Νιτρικό οξύ	-1,3	$NO_3^-$	Νιτρικό ιόν	
	$HCl$	Υδροχλωρικό οξύ	-7,0	$Cl^-$	Ιόν χλωρίου	

# ΤΙΜΕΣ $pK_a$ ΚΑΙ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΟΞΕΟΒΑΣΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ

Ένα οξύ θα παραχωρήσει το πρωτόνιό του στη συζυγή βάση κάθε οξέος με υψηλότερη τιμή  $pK_a$ .

Κατ, αντιστοιχία, η συζυγής βάση ενός οξέος μπορεί να αποσπάσει ένα πρωτόνιο από κάθε οξύ με χαμηλότερη τιμή  $pK_a$ .

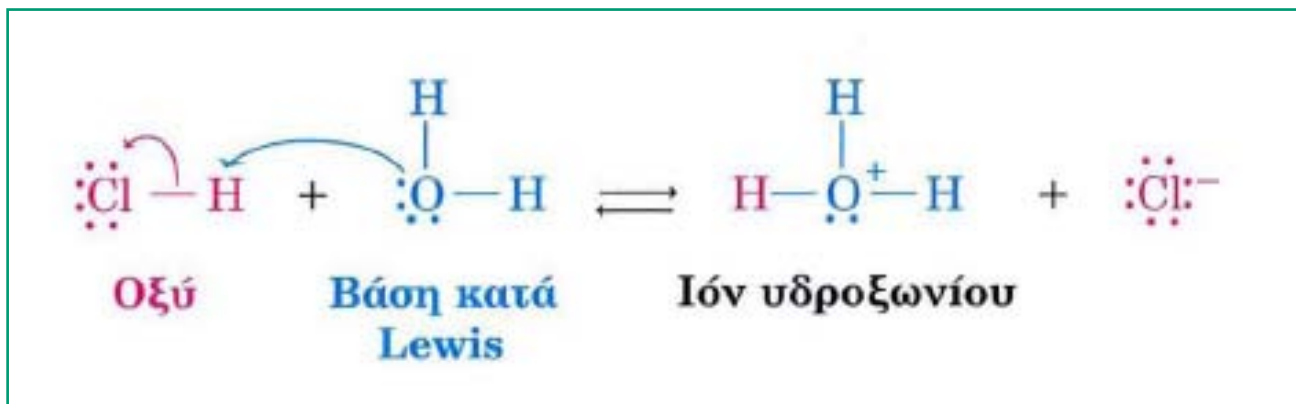


• Για παράδειγμα το ιόν του υδροξυλίου μπορεί να αντιδράσει με το οξικό οξύ,  $CH_3COOH$ , σχηματίζοντας οξικό ιόν,  $CH_3COO^-$ , και νερό επειδή το νερό ( $pK_a = 15,74$ ) είναι ασθενέστερο οξύ από το οξικό οξύ ( $pK_a = 4,76$ ).

*(Προκειμένου να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση οξέος - βάσης, τα προϊόντα θα πρέπει να είναι πιο σταθερά από τα αντιδρώντα)*

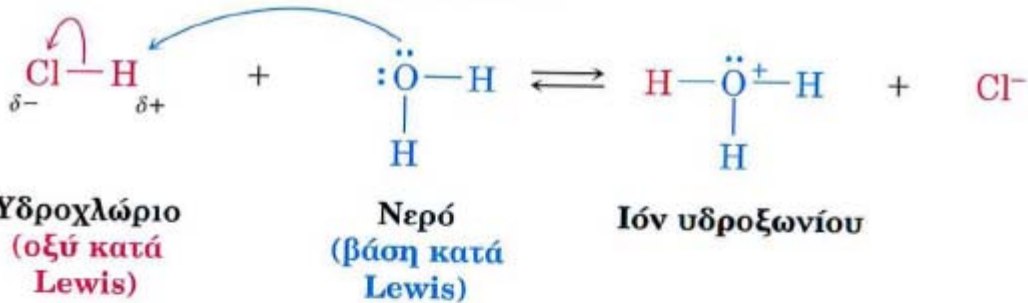
• Το ιόν του υδροξυλίου έχει μεγαλύτερη συγγένεια με το πρωτόνιο, απ' ό,τι το οξικό ιόν.

# ΟΞΕΑ ΚΑΙ ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΤΑ LEWIS



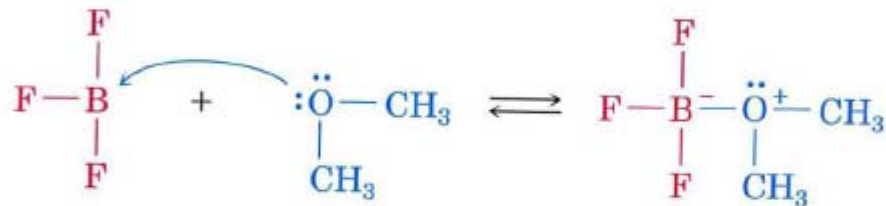
Ένα οξύ κατά Lewis δέχεται ένα ζεύγος ηλεκτρονίων από μία βάση κατά Lewis: Για να γίνει αυτό πρέπει να υπάρχει διαθέσιμο ένα κενό τροχιακό χαμηλής ενέργειας στο οξύ κατά Lewis ώστε να δεχθεί το ζεύγος ηλεκτρονίων

# ΟΞΕΑ ΚΑΙ ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΤΑ LEWIS

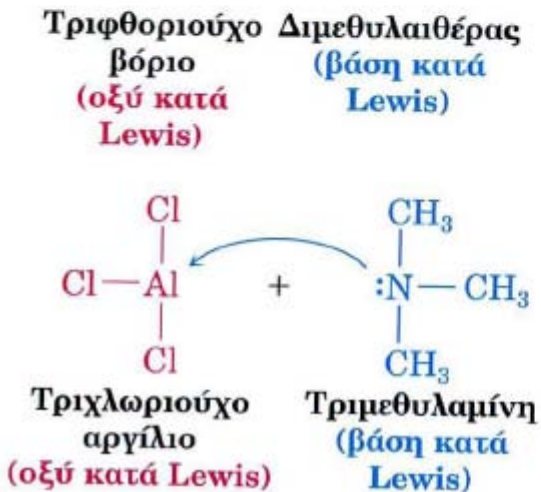


### ΧΡΗΣΗ ΚΥΡΤΩΝ ΒΕΛΩΝ

Υποδηλώνουν τη ροή των ηλεκτρονίων από βάση προς στο οξύ κατά Lewis



**Οξύ κατά Lewis**  
 Δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων

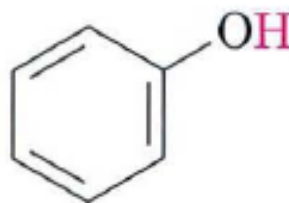
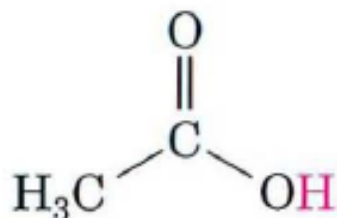
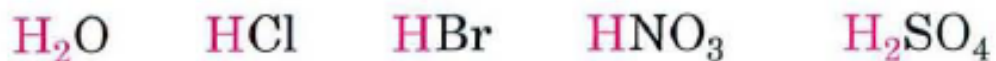


**Βάση κατά Lewis**  
 Προσφορά ζεύγους ηλεκτρονίων



# ΟΞΕΑ ΚΑΤΑ LEWIS

Μερικές ουδέτερες ενώσεις ως δότες πρωτονίων:



Μερικά  
οξέα  
κατά  
Lewis

Καρβοξυλικό οξύ

Φαινόλη

Αλκοόλη

Μερικά κατιόντα:

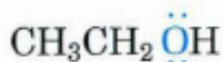


Μερικές μεταλλοενώσεις:



# ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΤΑ LEWIS

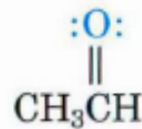
Μερικές  
βάσεις  
κατά  
Lewis



Αλκοόλη



Αιθέρας



Αλδεϋδη



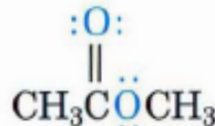
Κετόνη



Χλωρίδιο  
οξέος



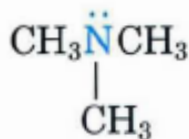
Καρβοξυλικό  
οξύ



Εστέρας



Αμίδιο



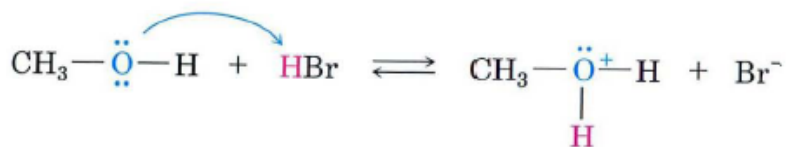
Αμίνη



Σουλφίδιο

Οι περισσότερες οργανικές ενώσεις που περιέχουν ένα άτομο **οξυγόνου** ή **αζώτου**

αποτελούν βάσεις κατά Lewis, επειδή διαθέτουν μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων

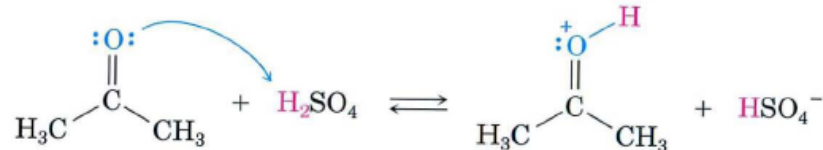


Μεθυλική  
αλκοόλη  
(βάση)

Υδροβρώμιο  
(οξύ)

Μεθυλοξωνιακό  
ίόν

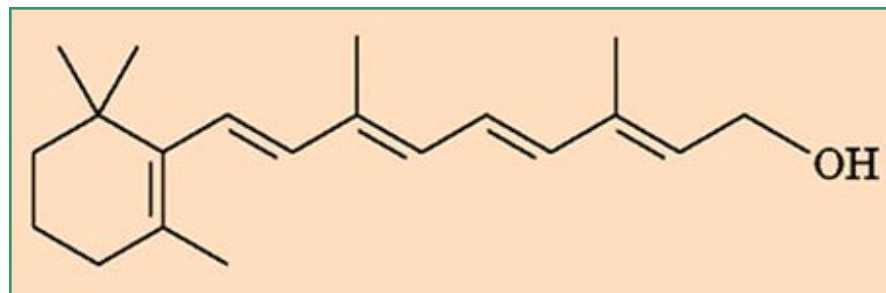
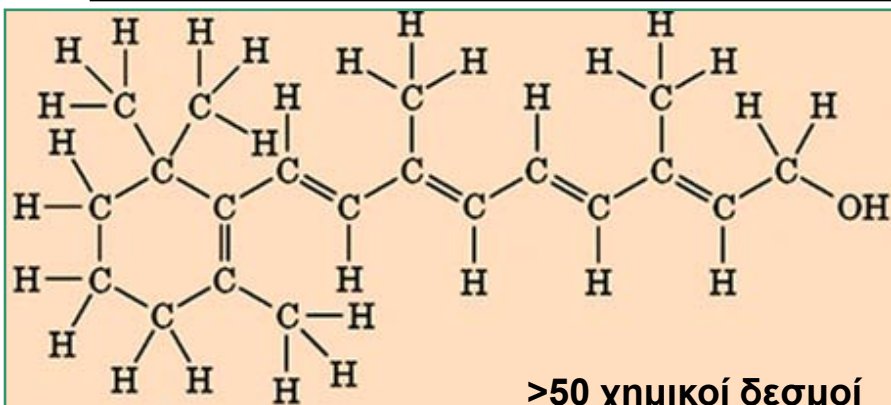
Βρωμίδιο



Ακετόνη  
(βάση)

Θειικό οξύ

# ΣΧΕΔΙΑΣΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΔΟΜΩΝ



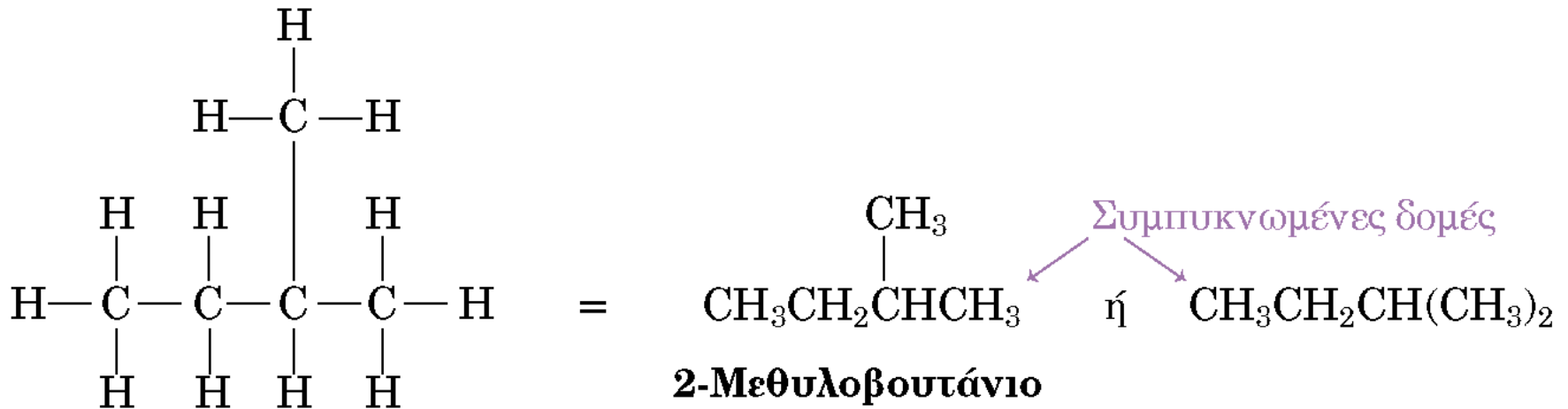
Βιταμίνη A,  $C_{20}H_{30}O$

Ρετινόλη

1. Τα άτομα του άνθρακα δεν αναγράφονται συνήθως. Αντίθετα, σε κάθε διασταύρωση δύο γραμμών (δεσμών), καθώς και στο τέλος κάθε γραμμής, θεωρείται ότι υπάρχει ένα άτομο άνθρακα. Περιστασιακά, κάποιο άτομο άνθρακα μπορεί να αναγράφεται για λόγους έμφασης ή για επεξηγηματικούς λόγους.
2. Τα άτομα του υδρογόνου που ενώνονται με τον άνθρακα δεν αναγράφονται. Επειδή ο άνθρακας έχει πάντοτε σθένος ίσο με 4, μπορούμε νοερά να αντιστοιχίσουμε τον ακριβή αριθμό των ατόμων του υδρογόνου σε κάθε άνθρακα.
3. Όλα τα άλλα άτομα θα πρέπει να αναγράφονται.

# ΣΧΕΔΙΑΣΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΔΟΜΩΝ

## Συμπυκνωμένες δομές



Στις συμπυκνωμένες δομές δεν καταγράφονται

- οι δεσμοί άνθρακα - υδρογόνου και
- οι οριζόντιοι δεσμοί άνθρακα-άνθρακα

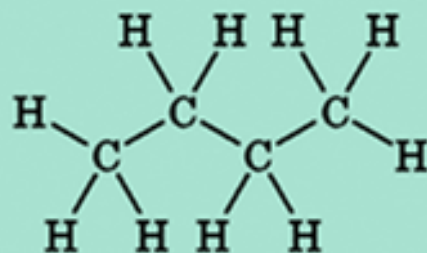
γιατί θεωρούνται αυτονόητοι.

Ένωση

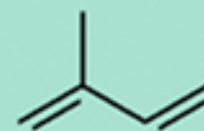
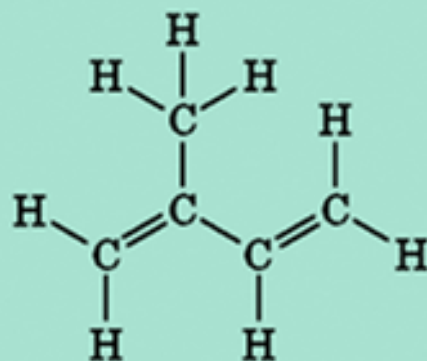
Δομή Kekulé

Σκελετική δομή

Βουτάνιο,  $C_4H_{10}$



Ισοπρένιο,  $C_5H_8$

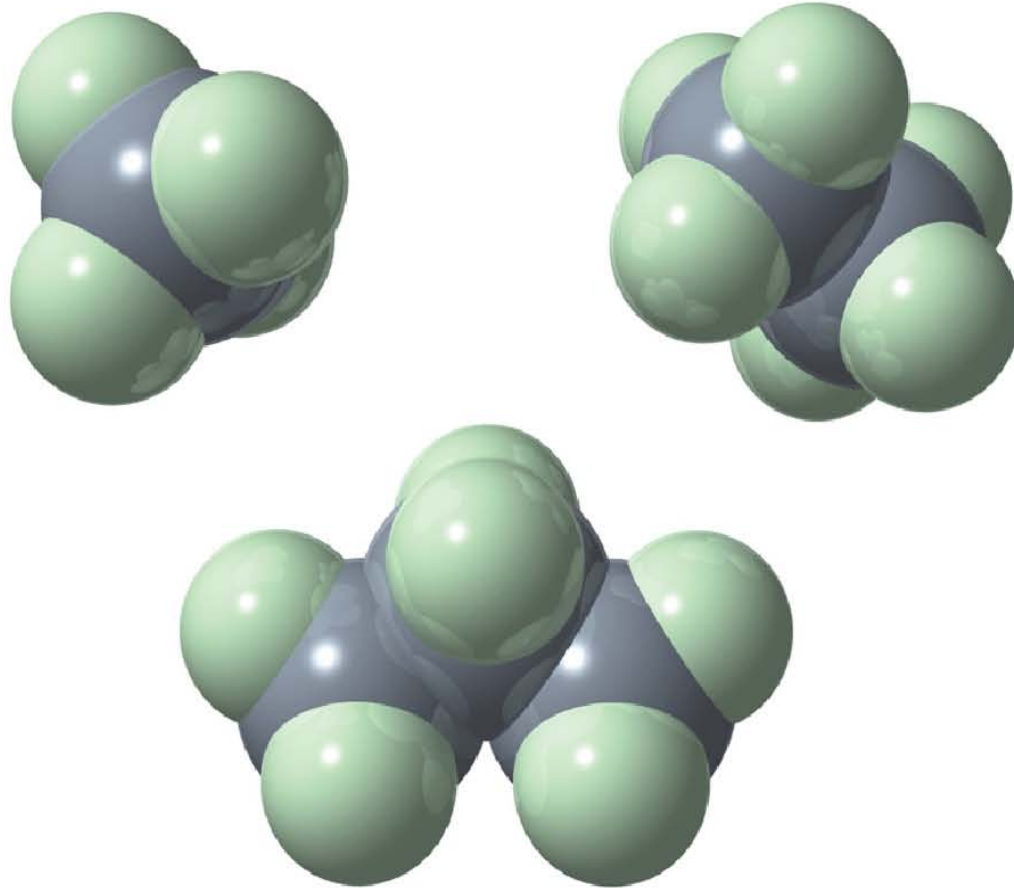


# ΟΜΟΛΟΓΕΣ ΣΕΙΡΕΣ

- Υπάρχουν περισσότερα από 50 εκατομμύρια γνωστών οργανικών ενώσεων. Με ιδιαίτερες φυσικές και χημικές ιδιότητες (σημεία ζέσεως, σημείο τήξεως κ.λ.π.)
- **ΟΜΟΛΟΓΕΣ ΣΕΙΡΕΣ**  
**(ταξινόμηση οργανικών ενώσεων)**  
Οικογένειες οργανικών ενώσεων με κοινά δομικά χαρακτηριστικά και παρόμοιες χημικές ιδιότητες (μερικές δεκάδες στον αριθμό)

# ΠΑΡΑΔΕΙΔΜΑ ΟΜΟΛΟΓΗΣ ΣΕΙΡΑΣ

## *Αλκάνια*



Το μεθάνιο, το αιθάνιο και το προπάνιο είναι τα τρία απλούστερα μέλη της ομόλογης σειράς των αλκανίων.

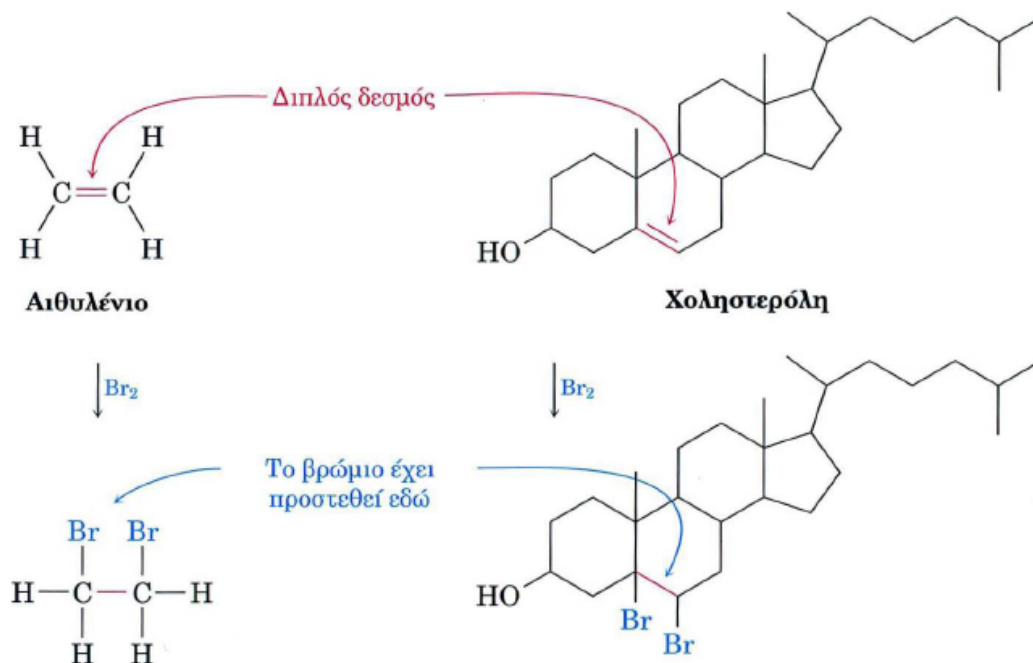
# ΛΕΙΤΟΥΡΓΙΚΕΣ ΟΜΑΔΕΣ

## ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΟ ΟΜΟΛΟΓΩΝ ΣΕΙΡΩΝ

**Λειτουργικές ή χαρακτηριστικές ομάδες:**  
Είναι τα δομικά χαρακτηριστικά που καθιστούν δυνατή την ταξινόμηση των οργανικών ενώσεων ανάλογα με τη χημική τους δραστηριότητα.

Η λειτουργική ομάδα αποτελεί ένα **μέρος ενός μορίου** και μπορεί να είναι από ένα **άτομο** έως ένα **σύνολο ατόμων μαζί με τους δεσμούς που τα συνδέουν** με χαρακτηριστική χημική συμπεριφορά.

Η χημική συμπεριφορά μιας λειτουργικής ομάδας είναι η ίδια σχεδόν σε κάθε μόριο του οποίου αποτελεί τμήμα.



**Οι αντιδράσεις του αιθυλενίου και της χοληστερόλης με βρώμιο.**

Και στις δύο περιπτώσεις, το βρώμιο αντιδρά με τη λειτουργική ομάδα του διπλού δεσμού C=C κατά τον ίδιο ακριβώς τρόπο. Το μέγεθος και η φύση του υπόλοιπου τμήματος της ένωσης δεν επηρεάζουν το αποτέλεσμα της αντίδρασης.



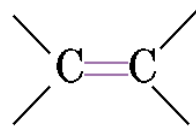
# ΛΕΙΤΟΥΡΓΙΚΕΣ ΟΜΑΔΕΣ

**Η χημική συμπεριφορά κάθε οργανικού μορίου προσδιορίζεται από το είδος των λειτουργικών ομάδων που περιέχει, ανεξάρτητα από το μέγεθος και την πολυπλοκότητά του.**

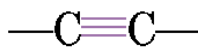
Έχει μεγάλη σημασία να αναγνωρίζει κανείς όλες τις λειτουργικές ομάδες από τη πρώτη στιγμή που θα ασχοληθεί με την ονοματολογία και τη μελέτη της χημικής συμπεριφοράς οργανικών ενώσεων

## Λειτουργικές ομάδες με πολλαπλούς δεσμούς άνθρακα –άνθρακα

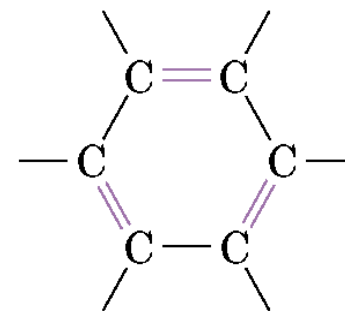
Μερικές λειτουργικές ομάδες περιέχουν μόνο **διπλούς** ή **τριπλούς δεσμούς άνθρακα - άνθρακα** (όπως αυτές που υπάρχουν στα αλκένια, στα αλκύνια και στις ενώσεις με αρωματικό δακτύλιο).



**Αλκένιο**



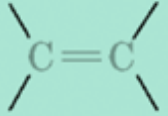
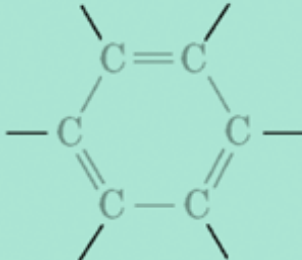
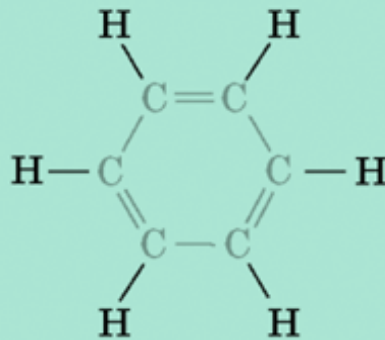
**Αλκύνιο**



**Αρένιο**  
(αρωματικός δακτύλιος)

Άλλες περιέχουν **αλογόνα**, και άλλες λειτουργικές ομάδες περιέχουν **οξυγόνο, άζωτο ή θείο**.

Η μελέτη της χημικής συμπεριφοράς αυτών των λειτουργικών ομάδων είναι το βασικό αντικείμενο της οργανικής χημείας.

Ομόλογη σειρά	Δομή λειτουργικής ομάδας <sup>a</sup>	Παράδειγμα	Κατάληξη ονομασίας
Αλκάνιο	(περιέχει μόνον απλούς δεσμούς C–C και δεσμούς C–H)	$\text{CH}_3\text{CH}_3$	-άνιο Αιθάνιο
Αλκένιο		$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	-ένιο Αιθένιο (Αιθυλένιο)
Αλκύνιο	$-\text{C}\equiv\text{C}-$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	-ύνιο Αιθύνιο (Ακετυλένιο)
Αρένιο			καμία Βενζόλιο

- Τα αλκένια έχουν έναν διπλό δεσμό
- Τα αλκύνια έχουν έναν τριπλό
- Οι αρωματικοί δακτύλιοι έχουν τρεις εναλλασσόμενους απλούς και διπλούς δεσμούς σε μια εξαμελή κυκλική διάταξη των ατόμων του άνθρακα, η οποία σχηματίζει δακτύλιο.

Ομόλογη σειρά	Δομή λειτουργικής ομάδας <sup>a</sup>	Παράδειγμα	Κατάληξη ονομασίας
Αλογονίδιο	$\begin{array}{c}   \\ -\text{C}-\ddot{\text{X}}: \\   \end{array}$ (X = F, Cl, Br, I)	$\text{H}_3\text{C}-\text{Cl}$	καμία Χλωρομεθάνιο
Αλκοόλη	$\begin{array}{c}   \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{H}$	-όλη Μεθανόλη
Αιθέρας	$\begin{array}{c}   \quad   \\ -\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{C}- \\   \quad   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$	αιθέρας Διμεθυλο αιθέρας

- Τα αλκυλαλογονίδια περιέχουν ένα άτομο C συνδεδεμένο με ένα άτομο αλογόνου
- Οι αλκοόλες περιέχουν ένα άτομο C συνδεδεμένο με το οξυγόνο του υδροξυλίου (-OH)
- Οι αιθέρες περιέχουν δύο άτομα C ενωμένα με το ίδιο οξυγόνο



Ομόλογη σειρά	Δομή λειτουργικής ομάδας <sup>a</sup>	Παράδειγμα	Κατάληξη ονομασίας
Σουλφίδιο		$\text{H}_3\text{C}-\text{S}-\text{CH}_3$	σουλφίδιο Διμεθυλο σουλφίδιο
Σουλφοξείδιο		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}^-}{\underset{+}{\text{S}}}-\text{CH}_3$	σουλφοξείδιο Διμεθυλο σουλφοξείδιο
Σουλφόνη		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}^-}{\underset{\text{O}^-}{\text{S}^{2+}}}-\text{CH}_3$	σουλφόνη Διμεθυλο σουλφόνη
Θειόλη		$\text{H}_3\text{C}-\text{SH}$	-θειόλη μεθανοθειόλη

- Τα σουλφίδια, σουλφοξείδια και οι σουλφόνες έχουν δύο άτομα C συνδεδεμένα στο ίδιο άτομο θείου.
- Οι θειόλες έχουν ένα άτομο C συνδεδεμένο με την ομάδα - SH

Ομόλογη σειρά	Δομή λειτουργικής ομάδας <sup>a</sup>	Παράδειγμα	Κατάληξη ονομασίας
Καρβονυλο- ένωση			
Αλδεΐδη		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	-άλη Αιθανάλη (Ακεταλδεΐδη)
Κετόνη		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	-όνη Προπανόνη (Ακετόνη)
Καρβοξυλικό οξύ		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$	-οϊκό οξύ Αιθανοϊκό οξύ (Οξικό οξύ)
Εστέρας		$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3$	-οϊκό Αιθανοϊκό μεθύλιο (Οξικό μεθύλιο)

- ◆ Οι αλδεΐδες έχουν ένα άτομο C και ένα H συνδεδεμένα με την καρβονυλομάδα
- ◆ Οι κετόνες έχουν δύο άτομα C συνδεδεμένα με την καρβονυλομάδα
- ◆ Τα καρβοξυλικά οξέα έχουν ένα άτομο C και μια ομάδα -OH συνδεδεμένα με την καρβονυλομάδα
- ◆ Οι εστέρες με έχουν ένα άτομο C και ένα άτομο O αιθερικού τύπου συνδεδεμένα με την καρβονυλομάδα

Ομόλογη σειρά	Δομή λειτουργικής ομάδας <sup>a</sup>	Παράδειγμα	Κατάληξη ονομασίας
Αμίδιο	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{N}}\text{H}_2 \\   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$	-αμίδιο Αιθαναμίδιο (Ακεταμίδιο)
Χλωρίδιο καρβοξυ- λικού οξέος	$\begin{array}{c} \text{:O:} \\ \parallel \\ -\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl}$	-οῦλο χλωρίδιο Αιθανοῦλο χλωρίδιο (Ακετυλο χλωρίδιο)
Ανυδρίτης καρβοξυλι- κού οξέος	$\begin{array}{c} \text{:O:} \quad \text{:O:} \\ \parallel \quad \parallel \\ -\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{C}-\text{C}- \\   \end{array}$	$\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	-οῖκος ανυδρίτης Αιθανοῖκος ανυδρίτης (Οξικός ανυδρίτης)

- Τα αμίδια έχουν ένα άτομο C και ένα άτομο N ενωμένα με την καρβonyλομάδα
- Τα ακυλοχλωρίδια έχουν ένα άτομο C και ένα άτομο -X ενωμένα με την καρβonyλομάδα

• Ανυδρίτες καρβοξυλικών οξέων είναι αποτέλεσμα συμπύκνωσης δύο καρβοξυλικών



# Λειτουργικές ομάδες που περιέχουν έναν απλό δεσμό

## άνθρακα με κάποιο ηλεκτραρνητικότερο άτομο

Τα αλκυλαλογονίδια, οι αλκοόλες, οι αιθέρες, οι αμίνες, οι θειόλες και τα σουλφίδια, διαθέτουν όλα έναν απλό δεσμό άνθρακα με κάποιο ηλεκτραρνητικότερο άτομο.

Τα **αλκυλαλογονίδια** περιέχουν ένα άτομο C συνδεδεμένο με ένα άτομο αλογόνου

Οι **αλκοόλες** ένα άτομο C συνδεδεμένο με το οξυγόνο του υδροξυλίου (-OH)

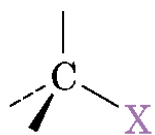
Οι **αιθέρες** δύο άτομα C ενωμένα με το ίδιο οξυγόνο

Οι **αμίνες** ένα άτομο C συνδεδεμένο με ένα άζωτο

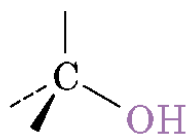
Οι **θειόλες** ένα άτομο C συνδεδεμένο με την ομάδα -SH

Τα **σουλφίδια** δύο άτομα C συνδεδεμένα στο ίδιο άτομο θείου.

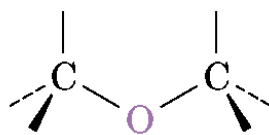
Σε όλες αυτές τις περιπτώσεις οι δεσμοί είναι πολωμένοι, με το άτομο του άνθρακα να φέρει μερικό θετικό φορτίο ( $\delta^+$ ), ενώ το ηλεκτραρνητικότερο άτομο φέρει μερικό αρνητικό φορτίο ( $\delta^-$ ).



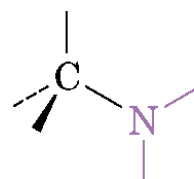
Αλκυλαλογονίδιο



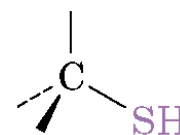
Αλκοόλη



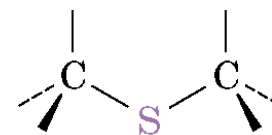
Αιθέρας



Αμίνη



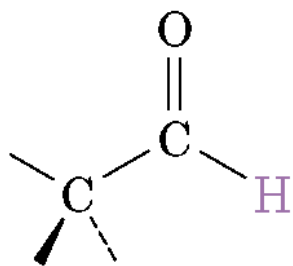
Θειόλη



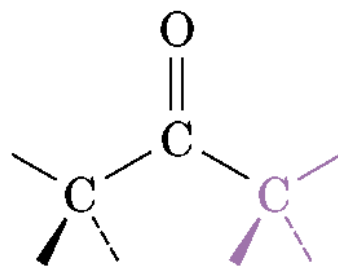
Σουλφίδιο

# Λειτουργικές ομάδες με έναν διπλό δεσμό άνθρακα - οξυγόνου (καρβονυλομάδες)

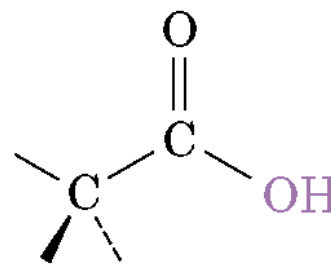
Οι ενώσεις αυτές είναι από πολλές απόψεις παρόμοιες, αλλά διαφέρουν ως προς τη φύση των ατόμων που συνδέονται με τον άνθρακα του καρβονυλίου.



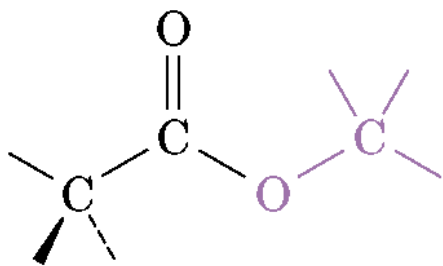
Αλδεΐδη



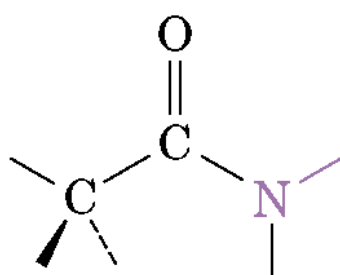
Κετόνη



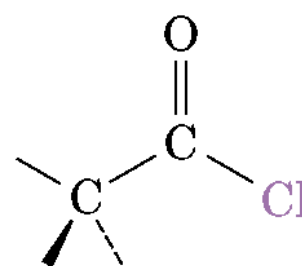
Καρβοξυλικό οξύ



Εστέρας



Αμίδιο



Χλωρίδιο οξέος