

## ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ - ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

### ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία έχει διπλή φύση:

♦ Την περιγράφουμε ως εγκάρσιο ηλεκτρομαγνητικό κύμα (κυματική φύση) το οποίο διαδίδεται με την ταχύτητα  $c$  του φωτός στο κενό:

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \text{ σταθερή}$$

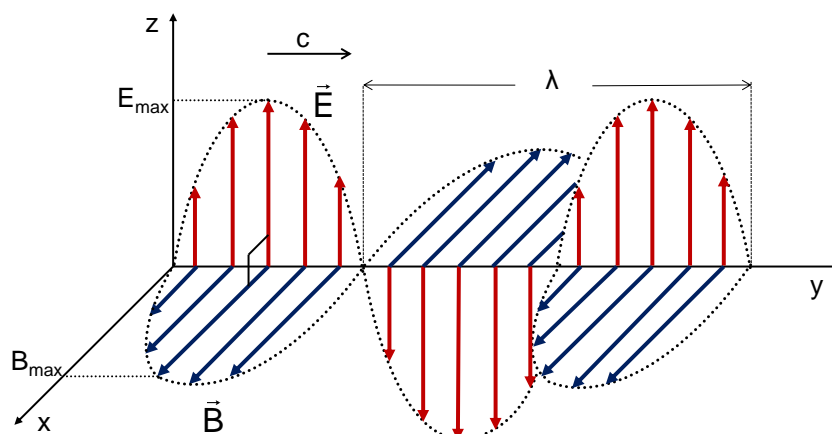
Περιγράφεται από τη κυματική εξίσωση:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

$\nu$ : συχνότητα (Hz) της ακτινοβολίας

$\lambda$ : μήκος κύματος (m) (η απόσταση που διανύει το κύμα σε χρόνο μιας περιόδου  $T$ )

Το ηλεκτρομαγνητικό κύμα αποτελεί την ταυτόχρονη διάδοση ενός μεταβαλλόμενου ηλεκτρικού  $\vec{E}$  και μαγνητικού  $\vec{B}$  πεδίου των οποίων τα ανύσματα των εντάσεών τους είναι κάθετα μεταξύ τους και κάθετα στη διεύθυνση διάδοσης του κύματος.



♦ Σωματιδιακή φύση – θεωρία των κβάντα

Η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία αλληλεπιδρά με την ύλη (εκπέμπεται ή απορροφάται) ασυνεχώς, δηλαδή μόνο σε διακριτές ποσότητες οι οποίες ονομάζονται κβάντα. Η παραπάνω θεωρία διατυπώθηκε το 1900 από τον Max Planck, ο οποίος θεώρησε ότι κάθε κβάντο μεταφέρει ενέργεια σύμφωνα με την σχέση:

$$E = h \cdot \nu \quad (\text{J})$$

όπου:

$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$ : η σταθερά του Planck, και

$\nu$ : η συχνότητα της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας.

Το 1905 ο Albert Einstein συμπλήρωσε τη θεωρία του Planck θεωρώντας ότι η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία, εκτός του ότι αλληλεπιδρά με την ύλη ασυνεχώς, διαδίδεται με τον ίδιο τρόπο και ονόμασε τα κβάντα **φωτόνια**. Τα φωτόνια συμπεριφέρονται ως σωματίδια με μηδενική μάζα και κινούνται με την ταχύτητα του φωτός (στο κενό  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ ).

### ΦΑΣΜΑΤΑ

#### ΦΑΣΜΑΤΑ ΕΚΠΟΜΠΗΣ

Το φάσμα της ακτινοβολίας, την οποία εκπέμπει μια φωτεινή πηγή, ονομάζεται φάσμα εκπομπής της πηγής αυτής. Τα φάσματα εκπομπής των διαφόρων φωτεινών πηγών διακρίνονται σε **συνεχή** και **γραμμικά** φάσματα.

#### Α. Συνεχές φάσμα εκπομπής

Συνεχές φάσμα εκπομπής λαμβάνουμε όταν εξετάζουμε με το φασματοσκόπιο το φως που εκπέμπουν τα στερεά και τα υγρά σώματα τα οποία βρίσκονται σε υψηλή θερμοκρασία (διάπυρα σώματα) π.χ. το φάσμα του φωτός της ηλεκτρικής λάμπας πυρακτώσεως. Το συνεχές φάσμα αποτελείται από μια έγχρωμη λωρίδα η οποία περιλαμβάνει όλες τις συχνότητες και τα μήκη κύματος του ορατού φωτός.

Επειδή τα συνεχή φάσματα εκπομπής των διάπυρων στερεών ή υγρών δεν

#### Φάσματα εκπομπής

A. Συνεχές φάσμα εκπομπής



B. Γραμμικό φάσμα εκπομπής αερίου H



#### Φάσματα απορρόφησης

Γ. Συνεχές φάσμα απορρόφησης



Δ. Γραμμικό φάσμα απορρόφησης αερίου H



διαφέρουν μεταξύ τους, η μελέτη τέτοιων φασμάτων δεν μπορεί να μας δώσει πληροφορίες για την φύση των σωμάτων αυτών.

### **Β. Γραμμικό φάσμα εκπομπής**

Γραμμικό φάσμα εκπομπής λαμβάνουμε όταν εξετάσουμε με το φασματοσκόπιο το φως που εκπέμπουν θερμά αέρια (διεγειρόμενα από ακτινοβολία) ή ατμοί. Το φάσμα αυτό αποτελείται από μια σειρά διακριτών έγχρωμων γραμμών, οι οποίες ονομάζονται **φασματικές γραμμές**, πάνω σε σκοτεινό φόντο. Οι έγχρωμες αυτές γραμμές αντιστοιχούν σε συγκεκριμένο μήκος κύματος ή συχνότητα και είναι χαρακτηριστικές του είδους του αερίου, δηλαδή κάθε αέριο δίνει και διαφορετικό φάσμα εκπομπής.

### **ΦΑΣΜΑΤΑ ΑΠΟΡΡΟΦΗΣΗΣ**

Αν μεταξύ μιας φωτεινής πηγής που εκπέμπει λευκό φως και του φασματοσκοπίου παρεμβάλλουμε ένα διαφανές υλικό, θα διαπιστώσουμε ότι ορισμένες περιοχές του συνεχούς φάσματος της φωτεινής πηγής λείπουν και στη θέση τους εμφανίζονται σκοτεινές περιοχές. Τα φάσματα που λαμβάνουμε με αυτό τον τρόπο ονομάζονται **φάσματα απορρόφησης** διότι οι σκοτεινές αυτές περιοχές οφείλονται στην απορρόφηση ακτίνων ορισμένων χρωμάτων κατά την διέλευσή τους μέσα από το υλικό. Τα φάσματα απορρόφησης διακρίνονται σε **συνεχή** και **γραμμικά**.

### **Γ. Συνεχές φάσμα απορρόφησης**

Συνεχή φάσματα απορρόφησης δίνουν τα έγχρωμα διαφανή στερεά και υγρά, στα οποία παρατηρούμε ότι έχουν απορροφηθεί ορισμένες περιοχές του συνεχούς φάσματος εκπομπής.

### **Δ. Γραμμικό φάσμα απορρόφησης**

Γραμμικά φάσματα απορρόφησης δίνουν τα αέρια και οι ατμοί. Τα φάσματα αυτά αποτελούνται από ένα συνεχές φάσμα στο οποίο υπάρχουν μια σειρά σκοτεινών γραμμών. Οι σκοτεινές αυτές γραμμές αντιστοιχούν σε συγκεκριμένο μήκος κύματος ή συχνότητα και εμφανίζονται στην ίδια ακριβώς θέση που θα εμφανίζονταν οι έγχρωμες γραμμές του φάσματος εκπομπής του ίδιου αερίου. Προφανώς οι γραμμές αυτές είναι χαρακτηριστικές του είδους του αερίου, δηλαδή κάθε αέριο δίνει και διαφορετικό φάσμα απορρόφησης.

Επειδή το γραμμικό φάσμα εκπομπής και το φάσμα απορρόφησης ενός αερίου σε υψηλή θερμοκρασία είναι χαρακτηριστικό του αερίου αυτού και διαφορετικό από τα αντίστοιχα φάσματα άλλων αερίων, τα φάσματα εκπομπής και απορρόφησης των αερίων μας δίνουν πληροφορίες για την δομή αυτών και γι' αυτό το λόγο κάθε ατομική θεωρία θα πρέπει να εξηγήσει και να προβλέπει το φάσμα κάθε αερίου.

## **ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ ΒΟΗΡ**

Ο Bohr στην προσπάθειά του να εξηγήσει τα φάσματα εκπομπής και απορρόφησης στο άτομο του υδρογόνου διατύπωσε ένα ατομικό πρότυπο το οποίο βασίζεται σε δύο συνθήκες:

### **1<sup>η</sup> συνθήκη του Bohr:**

Το ηλεκτρόνιο κινείται γύρω από τον πυρήνα σε καθορισμένες (ομόκεντρες) κυκλικές τροχιές, υπό την επίδραση ηλεκτροστατικών δυνάμεων Coulomb, οι οποίες ονομάζονται στιβάδες και συμβολίζονται με τα γράμματα K, L, M, N, O,....

Κάθε ηλεκτρόνιο που κινείται σε μια καθορισμένη τροχιά έχει καθορισμένη τιμή ενέργειας η οποία δίνεται από την σχέση:

$$E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J}$$

όπου  $n=1,2,3,\dots$  ονομάζεται κύριος κβαντικός αριθμός και κάθε τιμή του αντιστοιχεί σε συγκεκριμένη στιβάδα.

Η στιβάδα K ( $n=1$ ) που είναι η πλησιέστερη στον πυρήνα έχει την μικρότερη ενέργεια (βασική κατάσταση), ενώ όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα η ενέργεια των ηλεκτρονίων μεγαλώνει (διεγερμένη κατάσταση).

Θα πρέπει να αναφέρουμε ότι κάθε τροχιά μπορεί να πάρει συγκεκριμένο αριθμό ηλεκτρονίων που καθορίζεται από την σχέση  $2n^2$ .

$n=1 \rightarrow$  K στιβάδα έως 2e

$n=2 \rightarrow$  L στιβάδα έως 8e

$n=3 \rightarrow$  M στιβάδα έως 18e

$n=4 \rightarrow$  N στιβάδα έως 32e κ.ο.κ.

**Παρατήρηση:** Όλα τα παραπάνω είναι απόρροια του γεγονότος ότι η στροφορμή του ηλεκτρονίου είναι ακέραιο πολλαπλάσιο της ποσότητας  $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ , όπου  $h$  η σταθερά του Planck. Αυτό εκφράζεται και ως εξής:

$$L = mvr = n \cdot \hbar$$

όπου:

$m$  : η μάζα του ηλεκτρονίου

$u$  : η ταχύτητα του ηλεκτρονίου

$r$  : η ακτίνα της τροχιάς του ηλεκτρονίου

$n$  : ακέραιος αριθμός όπου παίρνει τις τιμές  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

Όσο το ηλεκτρόνιο κινείται σε καθορισμένη τροχιά δεν εκπέμπει ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία. Με την υπόθεση αυτή εξηγείται η σταθερότητα των ατόμων.

### 2<sup>η</sup> συνθήκη του Bohr:

Όταν ένα ηλεκτρόνιο μεταπηδήσει από μια τροχιά υψηλότερης ενέργειας  $E_f$  σε μια τροχιά χαμηλότερης ενέργειας  $E_i$  τότε εκπέμπεται ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία (φωτόνιο). Η ενέργεια της ακτινοβολίας αυτής ισούται με την διαφορά των ενεργειών που είχε το ηλεκτρόνιο στις δύο τροχιές και το φωτόνιο που εκπέμπεται έχει συχνότητα  $\nu$  η οποία υπολογίζεται από την σχέση:

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu$$

Χρησιμοποιώντας την κυματική εξίσωση  $c = \lambda \nu$ , η παραπάνω σχέση γίνεται:

$$\Delta E = E_f - E_i = h \frac{c}{\lambda}$$

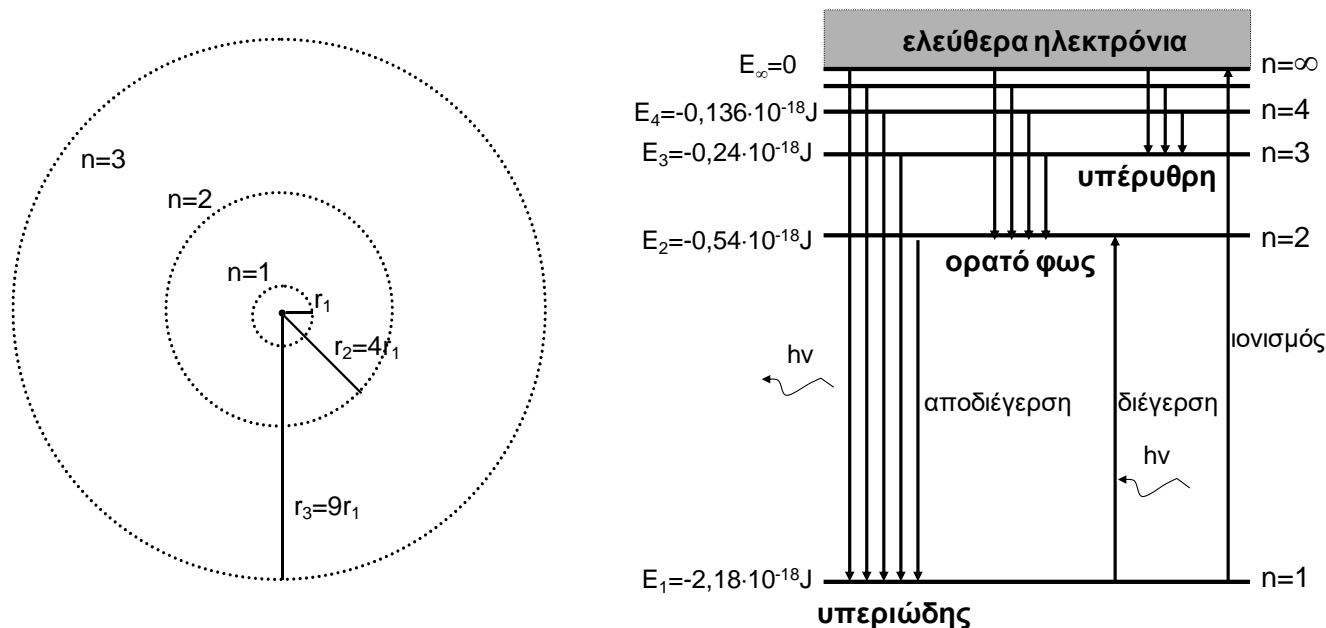
Για να μεταβεί ένα ηλεκτρόνιο από μια τροχιά χαμηλής ενέργειας ( $E_i$ ) σε μια τροχιά υψηλότερης ενέργειας ( $E_j$ ) θα πρέπει να προσλάβει ενέργεια υπό τη μορφή φωτονίου  $\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu$ .

### Ενεργειακές στάθμες

Η τιμές της ενέργειας, που αντιστοιχούν σε κάθε επιτρεπόμενη τροχιά, για το άτομο του υδρογόνου (και για κάθε άτομο), ονομάζονται **ενεργειακές στάθμες**.

Η κατάσταση του ατόμου όπου όλα του τα ηλεκτρόνια βρίσκονται στις χαμηλότερες δυνατές ενεργειακές στάθμες, ονομάζεται **θεμελιώδης κατάσταση  $E_1$** . Όλες οι άλλες ενεργειακές καταστάσεις  $E_2, E_3, \dots$  ονομάζονται **διεγερμένες καταστάσεις**.

Παρακάτω φαίνεται το διάγραμμα των ενεργειακών σταθμών του ατόμου του υδρογόνου, όπως και οι δυνατές μεταβάσεις ενός ηλεκτρονίου από μια στάθμη σε μια άλλη.



### Διέγερση

Διέγερση ενός ατόμου ονομάζεται η μετάβαση ενός ηλεκτρονίου του ατόμου από μια ενεργειακή στάθμη χαμηλής ενέργειας σε μια ενεργειακή στάθμη υψηλότερης ενέργειας. Για να γίνει αυτό θα πρέπει το ηλεκτρόνιο να απορροφήσει ποσότητα ενέργειας (φωτόνιο) ίση με την διαφορά των ενεργειών μεταξύ των δύο ενεργειακών σταθμών. Η ενέργεια αυτή ονομάζεται **ενέργεια διέγερσης**. Το άτομο παραμένει σε κατάσταση διέγερσης για μικρό χρονικό διάστημα (της τάξης του  $10^{-8}$ s) και επανέρχεται στη θεμελιώδη κατάσταση είτε απ' ευθείας, εκπέμποντας ένα φωτόνιο, είτε περνώντας διαδοχικά από ενδιάμεσες ενεργειακές καταστάσεις, εκπέμποντας σε κάθε περίπτωση αντίστοιχα φωτόνια.

### Ιονισμός

Ιονισμός ενός ατόμου ονομάζεται η απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου σε περιοχή όπου η ελκτική δύναμη που δέχεται από τον πυρήνα του ατόμου να είναι αμελητέα (μηδενική). Για να γίνει αυτό θα πρέπει το ηλεκτρόνιο να απορροφήσει ενέργεια η οποία ονομάζεται **ενέργεια ιονισμού**  $E_{\text{iov}}$ . Η ελάχιστη ενέργεια ιονισμού ενός ατόμου, όταν το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στη χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη  $E_1$  είναι ίση με:

$$E_{\text{iov}} = E_{\infty} - E_1 = -E_1$$

όπου  $E_{\infty} = 0$  η ενέργεια του ατόμου όταν το ηλεκτρόνιο βρίσκεται σε άπειρη απόσταση από τον πυρήνα.

### ΥΠΟΘΕΣΗ DE BROGLIE

Κάθε υποατομικό σωματίδιο μάζας  $m$  και ταχύτητας  $u$  συμπεριφέρεται και ως κύμα με μήκος κύματος που δίνεται από την σχέση:

$$\lambda = \frac{h}{mu}$$

Η υπόθεση De Broglie έρχεται να συμπληρώσει την εικόνα του μικροκόσμου σύμφωνα με την οποία, όπως η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία σε κάποια φαινόμενα συμπεριφέρεται ως κύμα και σε κάποια άλλα ως σωματίδιο, έτσι και τα υποατομικά σωματίδια σε κάποια φαινόμενα εκδηλώνουν τον σωματιδιακό τους χαρακτήρα και σε άλλα τον κυματικό τους.

### ΑΡΧΗ ΤΗΣ ΑΒΕΒΑΙΟΤΗΤΑΣ ΤΟΥ HEISENBERG

Η αρχή της αβεβαιότητας διατυπώθηκε από τον Werner Heisenberg και σύμφωνα με αυτήν είναι αδύνατος ο ταυτόχρονος προσδιορισμός με ακρίβεια της θέσης και της ορμής ενός υποατομικού σωματιδίου. Όσο μεγαλύτερη ακρίβεια έχουμε για τη θέση ενός σωματιδίου, τόσο μεγαλύτερη αβεβαιότητα θα έχουμε για την ορμή του και αντίστροφα.

**Παρατήρηση:** Η αβεβαιότητα της θέσης  $\Delta x$  και της ορμής  $\Delta p$  ενός σωματιδίου συνδέονται με την σχέση:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

### ΕΞΙΣΩΣΗ SCHRODINGER - ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

Η κυματική συμπεριφορά του ηλεκτρονίου περιγράφεται από την κυματική (διαφορική) εξίσωση του Erwin Schrödinger.

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \nabla^2 \Psi + V \cdot \Psi = i\hbar \frac{\partial \Psi}{\partial t}$$

Η λύση της κυματικής εξίσωσης για το άτομο του υδρογόνου είναι η **κυματοσυνάρτηση**  $\Psi$  (των μεταβλητών  $x, y, z, t$ ), η οποία ονομάζεται **ατομικό τροχιακό**. Το  $|\Psi|^2$  αντιπροσωπεύει την πυκνότητα πιθανότητας εύρεσης του ηλεκτρονίου ( $|\Psi|^2 V$  είναι η πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου σε περιοχή όγκου  $V$ ), ενώ το γινόμενο  $e \cdot |\Psi|^2$  μας δίνει την κατανομή (πυκνότητα) του ηλεκτρονιακού νέφους γύρω από τον πυρήνα.

**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

Από τη λύση της εξίσωσης του Schrödinger για το άτομο του υδρογόνου προκύπτουν τρεις **κβαντικοί ακέραιοι αριθμοί** οι οποίοι μας δίνουν χρήσιμες πληροφορίες για την συμπεριφορά του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα. Για τα πολυηλεκτρονιακά άτομα δεν υπάρχει αναλυτική λύση της εξίσωσης του Schrödinger, τα αποτελέσματα όμως από την εφαρμογή της σε αυτά συνοψίζονται με τους 3 πρώτους κβαντικούς αριθμούς του παρακάτω πίνακα.

**Πίνακας Κβαντικών αριθμών**

σύμβολο	όνομα	καθορίζει	τιμές
<b>n</b>	Κύριος κβαντικός αριθμός	<ul style="list-style-type: none"> <li>τη μέση απόσταση του e από τον πυρήνα (μέγεθος τροχιακού),</li> <li>την ενέργεια του e,</li> <li>τη στιβάδα</li> </ul>	1, 2, 3,...
<b>l</b>	Δευτερεύων κβαντικός αριθμός	<ul style="list-style-type: none"> <li>το σχήμα του τροχιακού,</li> <li>την υποστιβάδα,</li> <li>τη στροφορμή του e</li> <li>την άπωση μεταξύ των e</li> </ul>	0, 1, 2, ... <n
<b>m<sub>l</sub></b>	Μαγνητικός κβαντικός αριθμός	<ul style="list-style-type: none"> <li>τον προσανατολισμό του τροχιακού,</li> <li>το τροχιακό</li> </ul>	-l, ..., 0, ... l
<b>m<sub>s</sub></b>	spin	την αλληλεπίδραση του e με το μαγνητικό πεδίο (ιδιοπεριστροφή)	$+\frac{1}{2}(\uparrow), -\frac{1}{2}(\downarrow)$

Ο κάτωθι πίνακας μας δείχνει τους συνδυασμούς των κβαντικών αριθμών που μπορούν να έχουν τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου για n μέχρι 4.

n	στιβάδα	l	υποστιβάδα	m <sub>l</sub>	αριθμός τροχιακών	m <sub>s</sub>	μέγιστος αριθμός e
1	K	0	1s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2
2	L	0	2s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2
		1	2p	-1,0,+1 (2p <sub>y</sub> ,2p <sub>z</sub> ,2p <sub>x</sub> )	3	$\pm \frac{1}{2}$	6
3	M	0	3s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2
		1	3p	-1,0,+1 (3p <sub>y</sub> ,3p <sub>z</sub> ,3p <sub>x</sub> )	3	$\pm \frac{1}{2}$	6
		2	3d	-2,-1,0,+1,+2	5	$\pm \frac{1}{2}$	10
4	N	0	4s	0	1	$\pm \frac{1}{2}$	2
		1	4p	-1,0,+1 (4p <sub>y</sub> ,4p <sub>z</sub> ,4p <sub>x</sub> )	3	$\pm \frac{1}{2}$	6
		2	4d	-2,-1,0,+1,+2	5	$\pm \frac{1}{2}$	10
		3	4f	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	7	$\pm \frac{1}{2}$	14

**Παρατηρήσεις:**

- Ο κβαντικός αριθμός του spin είναι ο μοναδικός από τους παραπάνω ο οποίος δεν προκύπτει από την λύση της εξίσωσης του Schrödinger. Η εισαγωγή του έγινε για να εξηγήσει την αλληλεπίδραση του ηλεκτρονίου με τα μαγνητικά πεδία.
- Ο χώρος μέσα στον οποίο υπάρχει μεγαλύτερη πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο ονομάζεται **ατομικό τροχιακό** και κάθε τροχιακό χαρακτηρίζεται από τους κβαντικούς αριθμούς n, l, m<sub>l</sub>.
- Τα ηλεκτρόνια τα οποία έχουν ίδιους κβαντικούς αριθμούς n και l βρίσκονται στην ίδια **υποστιβάδα**.

**ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗΣΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ**

Σε ένα πολυηλεκτρονιακό άτομο τα ηλεκτρόνια κατανέμονται στις υποστιβάδες σύμφωνα με τις παρακάτω βασικές αρχές.

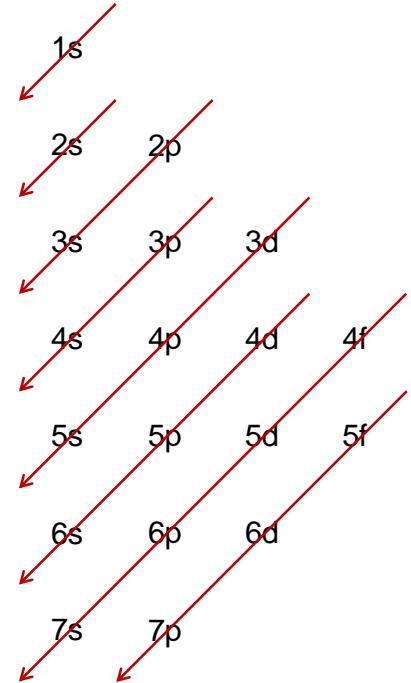
**A. Απαγορευτική αρχή του Pauli**

Σε ένα δεδομένο άτομο δεν είναι δυνατό να υπάρξουν δύο ηλεκτρόνια τα οποία να έχουν την ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών. Αυτό σημαίνει ότι σε κάθε τροχιακό μπορούν να τοποθετηθούν μέχρι δύο ηλεκτρόνια με αντίθετα spin (αντιπαράλληλα). Η αρχή αυτή καθορίζει τον μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων σε κάθε τροχιακό, υποστιβάδα και στιβάδα.

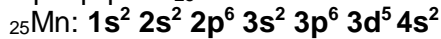
**B. Αρχή της ελαχίστης ενέργειας.**

Πρώτα καλύπτονται οι υποστιβάδες οι οποίες έχουν την μικρότερη ενέργεια. Στα πολυηλεκτρονιακά άτομα η ενέργεια μιας υποστιβάδας δεν εξαρτάται μόνο από την απόσταση από τον πυρήνα (κβαντικός αριθμός  $n$ ), αλλά και από την ηλεκτρονιακή άπωση (κβαντικός αριθμός  $l$ ). Συνεπώς μικρότερη ενέργεια έχει η υποστιβάδα στην οποία το άθροισμα  $n+l$  είναι μικρότερο, ενώ για υποστιβάδες με ίδιο άθροισμα  $n+l$  μικρότερη ενέργεια έχει αυτή με το μικρότερο  $n$ .

Ένα μνημονικό βοήθημα για την τοποθέτηση των ηλεκτρονίων στις υποστιβάδες είναι το εξής:



**ΠΡΟΣΟΧΗ!** ενώ τα  $e$  σε ένα άτομο π.χ. του  ${}_{25}\text{Mn}$  τοποθετούνται σύμφωνα με την παραπάνω αρχή:  ${}_{25}\text{Mn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$  η ηλεκτρονιακή δομή του  ${}_{25}\text{Mn}$  είναι τελικά:

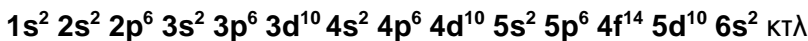


δηλαδή η 4s υποστιβάδα μετά την τοποθέτηση των  $e$  αποκτά μεγαλύτερη ενέργεια από την 3d. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα η δομή του κατιόντος  ${}_{25}\text{Mn}^{3+}$  να είναι:

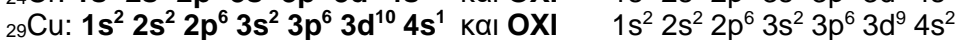
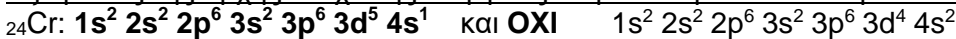


Το ίδιο συμβαίνει και σε άλλες υποστιβάδες, όπως η 4d με την 5s κτλ.

Γενικά μετά την τοποθέτηση των  $e$ , η σειρά κατά αυξανόμενη ενέργεια είναι:



Εξαιρέσεις της αρχής ελαχίστης ενέργειας στην 4<sup>η</sup> περίοδο του περιοδικού πίνακα:

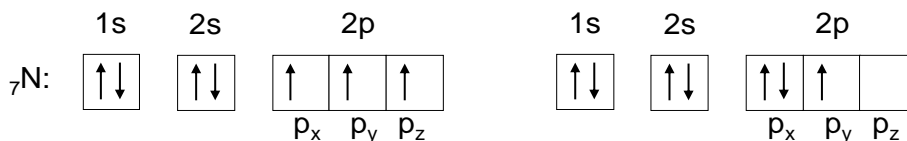


δηλαδή είναι προτιμητέο ενεργειακά η d υποστιβάδα να είναι ημισυμπληρωμένη ή πλήρως συμπληρωμένη.

**Γ. Κανόνας του Hund**

Η κατανομή των ηλεκτρονίων στα τροχιακά μιας μη πλήρως συμπληρωμένης υποστιβάδας γίνεται με τέτοιο τρόπο, ώστε να προκύπτει το μέγιστο (ή ελάχιστο) άθροισμα κβαντικών αριθμών spin, δηλαδή spin παράλληλα ή διαφορετικά να έχουμε το μέγιστο αριθμό **μονήρων** ηλεκτρονίων.

π.χ. δομή  ${}_{7}\text{N}$



$$\text{άθροισμα spin: } +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$

**δεκτή**

$$\text{άθροισμα spin: } +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$

**απορριπτέα**

## Ο ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

Ο Περιοδικός Πίνακας των στοιχείων είναι ένας πίνακας ο οποίος περιέχει μέσα όλα τα γνωστά χημικά στοιχεία της φύσης (φυσικά και τεχνητά), τα οποία είναι καταταγμένα κατά αύξοντα ατομικό αριθμό (Z), με τρόπο που σχετίζεται με τη χημική συμπεριφορά των στοιχείων αυτών.

Η πρώτη ταξινόμηση των στοιχείων έγινε από το Ρώσο χημικό Mendeleev, ενώ η σημερινή δομή του Περιοδικού Πίνακα οφείλεται στον Moseley, ο οποίος διατύπωσε και τον **σύγχρονο περιοδικό νόμο**, σύμφωνα με τον οποίο:

**Οι φυσικές και οι χημικές ιδιότητες των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού.**

Αυτό σημαίνει ότι κάθε στοιχείο της φύσης δεν έχει τις δικές του χαρακτηριστικές ιδιότητες που διαφέρουν από αυτές όλων των άλλων στοιχείων αλλά αντίθετα οι ιδιότητες κάποιου στοιχείου επαναλαμβάνονται περιοδικά και σε άλλα στοιχεία μεγαλύτερου ατομικού αριθμού.

Η περιοδικότητα (επαναληπτικότητα) των χημικών ιδιοτήτων των στοιχείων οφείλεται σε μια ανάλογη περιοδικότητα της ηλεκτρονικής δομής της εξωτερικής στιβάδας των ατόμων των στοιχείων. Γενικά ισχύει ότι **στοιχεία που έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα παρουσιάζουν και παρόμοια χημική συμπεριφορά.**

Ο Περιοδικός Πίνακας αποτελείται από 7 οριζόντιες σειρές οι οποίες ονομάζονται **περίοδοι**. Τα στοιχεία σε κάθε περίοδο είναι τοποθετημένα κατά αύξοντα ατομικό αριθμό και έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων. Ο αριθμός των στοιχείων που περιέχει κάθε περίοδος φαίνεται παρακάτω.

ΠΕΡΙΟΔΟΙ	ΑΡΙΘΜΟΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ
1 <sup>η</sup>	2
2 <sup>η</sup>	8
3 <sup>η</sup>	8
4 <sup>η</sup>	18
5 <sup>η</sup>	18
6 <sup>η</sup>	32
7 <sup>η</sup>	26+

Τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα των στοιχείων μιας περιόδου είναι τα εξής:

- A. Στα άτομα των στοιχείων μιας περιόδου, τα ηλεκτρόνιά τους κατανέμονται σε τόσες στιβάδες όσες και ο αριθμός της περιόδου. Για παράδειγμα αυτό σημαίνει ότι σε όλα τα στοιχεία της 3<sup>ης</sup> περιόδου τα ηλεκτρόνια των ατόμων της κατανέμονται στις τρεις πρώτες στιβάδες (K, L, M). Άρα **ο αριθμός της περιόδου στην οποία ανήκει ένα στοιχείο συμπίπτει με τον κύριο κβαντικό αριθμό n της εξωτερικής στιβάδας του ατόμου του στοιχείου.**
- B. Κατά μήκος μιας περιόδου, όπου έχουμε αύξηση του ατομικού αριθμού Z, παρατηρείται και μια βαθμιαία μεταβολή ορισμένων ιδιοτήτων των στοιχείων. Έτσι προχωρώντας από αριστερά προς τα δεξιά:
- ελαττώνεται ο μεταλλικός χαρακτήρας των στοιχείων και αυξάνεται ο αμεταλλικός χαρακτήρας,
  - ελαττώνεται η **ηλεκτροθετικότητα** (τάση για αποβολή ηλεκτρονίων) και αυξάνεται η **ηλεκτραρνητικότητα** (τάση για πρόσληψη ηλεκτρονίων),
  - ελαττώνεται η ατομική ακτίνα (μέγεθος του ατόμου).
- Γ. Κάθε περίοδος έχει ως πρώτο στοιχείο ένα χημικά δραστικό μέταλλο (π.χ. τα αλκάλια Li, Na, K,...) και συμπληρώνεται με ένα χημικά δραστικό αμέταλλο (π.χ. αλογόνο F, Cl, Br,...) και στο τέλος ένα χημικά αδρανές ευγενές αέριο (Ne, Ar, Kr,...). Εξάιρεση αποτελεί η 1<sup>η</sup> περίοδος που έχει μόνο δύο στοιχεία το H και το He.

Επίσης ο Περιοδικός Πίνακας αποτελείται και από 18 κατακόρυφες στήλες οι οποίες ονομάζονται **ομάδες**. Ουσιαστικά οι ομάδες είναι 8 και συμβολίζονται με τους αριθμούς του Λατινικού Αλφαβήτου I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII και κάθε ομάδα χωρίζεται σε δύο υποομάδες την A και τη B. Οι A υποομάδες ονομάζονται **κύριες** (IA, IIA,...VIIIA), ενώ οι B **δευτερεύουσες** (IB, IIB,...VIIIB). Η VIIIB ομάδα περιλαμβάνει τρεις στήλες επειδή τα στοιχεία της ομάδας αυτής, που ανήκουν στην ίδια περίοδο, έχουν παρόμοια χημική συμπεριφορά.

**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

Τα χαρακτηριστικά γνωρίσματα των στοιχείων μιας ομάδας είναι τα εξής:

- A. Τα στοιχεία που βρίσκονται στην ίδια κύρια ομάδα έχουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες.
- B. Τα στοιχεία που ανήκουν στην ίδια κύρια ομάδα έχουν τόσα ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα, όσα και ο αριθμός της ομάδας τους (π.χ. τα στοιχεία της VIA ομάδας έχουν 6e στην εξωτερική στιβάδα).
- Γ. Όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός σε μια ομάδα (από πάνω προς τα κάτω) αυξάνεται ο μεταλλικός χαρακτήρας και ελαττώνεται ο αμεταλλικός χαρακτήρας.

Συνεπώς γίνεται φανερό ότι ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας κάθε στοιχείου έχει άμεση σχέση με τις χημικές ιδιότητές του.

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ ΤΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VIA	VIIA	VIIIA	VIIIA
1 H Υδρογόνο 1,00794																	2 He Ήλιο 4,0026
3 Li Λίθιο 6,941	4 Be Βηρύλλιο 9,01218											5 B Βόριο 10,811	6 C Άνθρακας 12,011	7 N Άζωτο 14,0067	8 O Οξυγόνο 15,9994	9 F Φθόριο 18,9984	10 Ne Νέο 20,1797
11 Na Νάτριο 22,9898	12 Mg Μαγνήσιο 24,3050											13 Al Άργίλιο 26,9815	14 Si Σίλικιο 28,0855	15 P Φωσφόρος 30,9738	16 S Θείο 32,066	17 Cl Χλώριο 35,4527	18 Ar Άργον 39,9480
19 K Κάλιο 39,0983	20 Ca Καλσίου 40,078	21 Sc Σκάνδιο 44,9559	22 Ti Τιτάnio 7,867	23 V Βανάδιο 50,9415	24 Cr Χρόμιο 51,9961	25 Mn Μαγγάνιο 54,9381	26 Fe Σίδηρος 55,8470	27 Co Κοβάλτιο 58,9332	28 Ni Νικέλιο 58,6930	29 Cu Χαλκός 63,5460	30 Zn Ψευδάργυρος 65,3900	31 Ga Γαλλίο 69,7230	32 Ge Γερμάνιο 72,6100	33 As Άρσενιο 74,9216	34 Se Σελήνιο 78,9600	35 Br Βρώμιο 79,9040	36 Kr Κρυπτό 83,8000
37 Rb Ρουβίδιο 85,4678	38 Sr Στρώντιο 87,6200	39 Y Ύτριο 88,9059	40 Zr Ζιρκόνιο 91,2240	41 Nb Νόβιο 92,9064	42 Mo Μολυβδαίνιο 95,9400	43 Tc Τεχνήτιο 98,0000	44 Ru Ρουθίνιο 101,0700	45 Rh Ρόδιο 102,9060	46 Pd Παλλάδιο 106,4200	47 Ag Άργυρος 107,8680	48 Cd Κάδμιο 112,4110	49 In Ινδίο 114,8180	50 Sn Κασσίτερος 118,7100	51 Sb Αντιμόνιο 121,7570	52 Te Τέλλουριο 127,6000	53 I Ιωδίο 126,9040	54 Xe Ξένο 131,2900
55 Cs Καίσιο 132,905	56 Ba Βάριο 137,327	57 La Λανθάνιο 138,905	72 Hf Ήφιο 178,490	73 Ta Ταντάλιο 180,948	74 W Βολφράμιο 183,850	75 Re Ρήνιο 186,207	76 Os Όσμιο 190,230	77 Ir Ιρίδιο 192,220	78 Pt Πλευκκίτιο 195,080	79 Au Χρυσός 196,967	80 Hg Υδράργυρος 200,590	81 Tl Θάλλιο 204,383	82 Pb Μολυβδος 207,200	83 Bi Βισμούθιο 208,980	84 Po Πολωνίο 209,000	85 At Άστατο 210,000	86 Rn Ραδόνιο 222,000
87 Fr Φρανσίιο 223,000	88 Ra Ραδίο 226,025	89 Ac Ακτινίο 227,028	104 Rf Ροζενφελάντιο 261,102	105 Db Δούβνιο 268,106	106 Sg Σμπέργκεντιο 269,108	107 Bh Μπέρηλιο 270,103	108 Hs Χάσιο 271,103	109 Mt Μαϊτνέριο 272,103	110 Ds Νιχάριο 285,108	111 Rg Ροζενγγέινιο 286,108	112 Cn Κοπέρνικιο 285,108	113 Nh Νιχόνιο 286,108	114 Fl Φλέργκοβιο 287,103	115 Mc Μακγκέβιο 288,103	116 Lv Λιβέρμιο 290,103	117 Ts Τενεσίιο 291,103	118 Og Ουγκάιτσιο 294,103
Λανθανίδες			58 Ce Διπρότιο 140,120	59 Pr Προσποδίο 140,908	60 Nd Νεοδίο 144,240	61 Pm Πρωμύθιο 145,000	62 Sm Σαμάριο 150,400	63 Eu Ευράριο 151,960	64 Gd Γαδολίνιο 157,250	65 Tb Τέρβιο 158,925	66 Dy Δυσπρόσιο 162,500	67 Ho Όλμιο 164,930	68 Er Ερβίο 167,260	69 Tm Θούλιο 168,934	70 Yb Υτίβριο 173,040	71 Lu Λουτécιο 175,000	
Ακτινίδες			90 Th Θόριο 232,038	91 Pa Πρωακτινίο 231,036	92 U Ουράνιο 238,029	93 Np Νεπτούνιο 237,048	94 Pu Πλουτώνιο 244,064	95 Am Αμερίκιο 243,061	96 Cm Κούρσιο 247,070	97 Bk Μπέρκελίο 247,070	98 Cf Καλιφόρνιο 251,080	99 Es Αινσάτινιο 252,083	100 Fm Φέρμιο 257,095	101 Md Μενττελβίο 258,098	102 No Νομπτελίιο 259,101	103 Lr Λαβένσιο 260,102	

μέταλλα       αμέταλλα  
 μεταλλοειδή       ευγενή αέρια

Οι κυριότερες Α ομάδες του Περιοδικού Πίνακα είναι οι εξής:

- **Τα αλκάλια (IA ή 1 ομάδα):** περιέχει στοιχεία που έχουν μεταλλικό χαρακτήρα (μέταλλα) και 1e στην εξωτερική στιβάδα (Li, Na, K, ...). Η χημική δραστηριότητα των αλκαλίων, που σχετίζεται με την αποβολή του ηλεκτρονίου της εξωτερικής τους στιβάδας, αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω. Το H, παρόλο που βρίσκεται στην IA ομάδα είναι αμέταλλο.
- **Οι αλκαλικές γαίες (IIA ή 2 ομάδα):** περιέχει στοιχεία που έχουν μεταλλικό χαρακτήρα (μέταλλα) και 2e στην εξωτερική στιβάδα (Be, Mg, Ca, ...).
- **Τα αλογόνα (VIIA ή 17 ομάδα):** περιέχει στοιχεία που έχουν αμεταλλικό χαρακτήρα (αμέταλλα) και 7e στην εξωτερική στιβάδα (F, Cl, Br, I, ...). Η χημική δραστηριότητα των αλογόνων, που σχετίζεται με την πρόσληψη ενός ηλεκτρονίου στην εξωτερική τους στιβάδα, ελαττώνεται από πάνω προς τα κάτω.
- **Τα ευγενή αέρια (VIIIA ή 18 ομάδα):** περιέχει στοιχεία με 8e στην εξωτερική στιβάδα (Ne, Ar, Kr, ...). Εξαιρείται το He που έχει 2e. Τα ευγενή αέρια είναι χημικά αδρανή διότι έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα.
- **Τα στοιχεία μεταπτώσεως:** περιέχει στοιχεία που βρίσκονται στις B υποομάδες (ή ομάδες 3-12) τα οποία παρουσιάζουν εσωτερική δόμηση αφού το τελευταίο ή τα τελευταία ηλεκτρόνια τοποθετούνται σε εσωτερική στιβάδα και όχι στην εξωτερική. Τα στοιχεία αυτά παρουσιάζουν κοινές χημικές ιδιότητες όπως:
  - μεταλλικός χαρακτήρας,
  - πολλοί αριθμοί οξειδωσης π.χ. Mn (+1, +2, ..., +7)
  - σχηματίζουν σύμπλοκες ενώσεις π.χ.  $K_4[Fe(CN)_6]$ , εξακυανοσιδηρικό (II) κάλιο
  - σχηματίζουν έγχρωμες ενώσεις π.χ.  $[Co(NH_3)_5H_2O]Cl_3$ , ροζ του κοβαλτίου



**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

- είναι παραμαγνητικά υλικά (έχουν ένα ή περισσότερα μονήρη-ασύζευκτα ηλεκτρόνια)
- έχουν καταλυτική δράση π.χ. το Ni, Pd, Pt καταλυτική προσθήκη Η.

**Παρατήρηση:** Ο αριθμός των ασύζευκτων ηλεκτρονίων σε ένα στοιχείο καθορίζει τη συμπεριφορά του μέσα σε ένα μαγνητικό πεδίο καθώς και την ισχύ του μεταλλικού δεσμού, αν πρόκειται για μέταλλο. Όσο περισσότερα είναι τα μονήρη ηλεκτρόνια τόσο πιο παραμαγνητικό θα είναι το στοιχείο και τόσο υψηλότερο σημείο τήξεως θα έχει.

**Σύμπλοκες ενώσεις ή ενώσεις εντάξεως** ονομάζονται οι ενώσεις οι οποίες αποτελούνται από ένα σύμπλοκο ιόν (ανιόν ή κατιόν) δηλαδή από ένα ιόν το οποίο αποτελείται από ένα κεντρικό κατιόν ενός μετάλλου μετάπτωσης (π.χ.  $\text{Fe}^{2+}$ ) το οποίο περιβάλλεται από κάποιον αριθμό υποκαταστατών (ουδετέρων π.χ.  $\text{NH}_3$  ή ανιόντων π.χ.  $\text{CN}^-$ ).

Επιπλέον τα στοιχεία με ατομικό αριθμό από  $Z=58$  έως  $Z=71$  έχουν παρόμοιες χημικές ιδιότητες είναι μέταλλα και θα έπρεπε να τοποθετηθούν όλα στην IIIB ομάδα κάτω από το La. Αυτό όμως είναι δύσκολο να γίνει γραφικά και θα κατέστρεφε την ομοιομορφία του Περιοδικού Πίνακα, γι' αυτό και τοποθετούνται σε μια σειρά κάτω από τον Πίνακα και ονομάζονται **Λανθανίδες ή σπάνιες γαίες**.

Το ίδιο συμβαίνει και με τα στοιχεία με ατομικό αριθμό από  $Z=90$  έως  $Z=103$  τα οποία έχουν παρόμοιες ιδιότητες με το Ac είναι μέταλλα ραδιενεργά και γι' αυτό ονομάζονται **Ακτινίδες**. Οι λανθανίδες και οι ακτινίδες δεν θεωρούνται πλέον ότι ανήκουν στα στοιχεία μετάπτωσης.

Ο περιοδικός πίνακας μπορεί να χωριστεί και σε 4 τομείς ανάλογα με την υποστιβάδα στην οποία τοποθετούνται τα τελευταία ηλεκτρόνια σύμφωνα με την αρχή της ελαχίστης ενέργειας.

ΤΟΜΕΙΣ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΠΙΝΑΚΑ																			
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B		VIIIB		IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIA	
1	τομέας s																		τομέας p
2	τομέας s																		τομέας p
3	τομέας s																		τομέας p
4	τομέας s																		τομέας p
5	τομέας s																		τομέας p
6	τομέας s																		τομέας p
7	τομέας s																		τομέας p
	Λανθανίδες																		
	Ακτινίδες																		
	τομέας s																		τομέας p
																			τομέας f

**Τομέας s:** μορφή εξωτερικής στιβάδας  $ns^{1 \text{ ή } 2}$  (ομάδες 1 και 2)

**Τομέας p:** μορφή εξωτερικής στιβάδας  $ns^2 np^{1 \text{ έως } 6}$  (ομάδες 13 έως 18)

**Τομέας d:** μορφή  $(n-1)d^{1 \text{ έως } 10} ns^2$  (ομάδες 3 έως 12, στοιχεία μετάπτωσης)

**Τομέας f:** μορφή  $(n-2)f^{1 \text{ έως } 14} (n-1)d^{10} ns^2$  (ομάδα 3, Λανθανίδες & Ακτινίδες)

Επίσης τα στοιχεία του περιοδικού πίνακα χωρίζονται σε **μέταλλα, αμέταλλα και ημιμέταλλα**.

**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

**Μέταλλα** ονομάζονται τα στοιχεία των οποίων τα άτομα έχουν την τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε κατιόντα. Τα μέταλλα εμφανίζουν ορισμένες χαρακτηριστικές ιδιότητες που ονομάζονται **μεταλλικός χαρακτήρας**:

- είναι στερεά (εκτός από τον Hg),
- έχουν μεταλλική λάμψη,
- είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού,
- είναι ελατά και όλκιμα.

**Αμέταλλα** ονομάζονται τα στοιχεία των οποίων τα άτομα έχουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ανιόντα.

**Ημιμέταλλα ή μεταλλοειδή** είναι τα στοιχεία που έχουν ιδιότητες μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων.

**ΧΡΗΣΙΜΟΤΗΤΑ ΤΟΥ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΥ ΠΙΝΑΚΑ**

Η κατάταξη των στοιχείων στον Περιοδικό Πίνακα βοηθά:

- Την ταξινόμηση των στοιχείων με σκοπό την συστηματικότερη μελέτη των χημικών και φυσικών τους ιδιοτήτων.
- Την πρόβλεψη των χημικών και φυσικών ιδιοτήτων ενός στοιχείου γνωρίζοντας απλά τη θέση του στον Περιοδικό Πίνακα.
- Την ανακάλυψη νέων στοιχείων.

**ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΒΑΣΙΚΩΝ ΙΔΙΟΤΗΤΩΝ ΤΩΝ ΧΗΜΙΚΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ΣΤΟΝ Π.Π.****ΑΤΟΜΙΚΗ ΑΚΤΙΝΑ**

Ως **ατομική ακτίνα** ορίζουμε το μισό της απόστασης δύο γειτονικών πυρήνων σε ένα κρυσταλλικό πλέγμα π.χ. στα μέταλλα ή στο μόριο του στοιχείου π.χ. Cl<sub>2</sub>. Η ατομική ακτίνα:

- αυξάνει καθώς αυξάνει ο κύριος κβαντικός αριθμός **n**, άρα κατά μήκος μιας ομάδας του ΠΠ αυξάνει από πάνω προς τα κάτω π.χ.  $r_{\text{Na}} < r_{\text{K}}$
- ελαττώνεται κατά μήκος μιας περιόδου του περιοδικού πίνακα καθώς αυξάνει ο ατομικός αριθμός π.χ. η  $r_{\text{Na}} > r_{\text{Cl}}$ .

Το μέγεθος της ατομικής ακτίνας καθορίζεται:

- Από τον αριθμό των στιβάδων, όσο μεγαλώνει ο αριθμός αυτός, για στοιχεία της ίδιας ομάδας, μεγαλώνει και η ακτίνα.
- Από τις έλξεις μεταξύ των πρωτονίων του πυρήνα και των ηλεκτρονίων και κυρίως από τις έλξεις μεταξύ του δραστικού πυρηνικού φορτίου με τα ηλεκτρόνια σθένους (ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας). **Όσο το δραστικό πυρηνικό φορτίο αυξάνεται τόσο η ατομική ακτίνα μειώνεται.** Ως δραστικό πυρηνικό φορτίο Δ.Π.Φ. ενός στοιχείου ορίζουμε τον αριθμό των πρωτονίων του πυρήνα του μείον τον αριθμό των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στιβάδων (π.χ. στο άτομο του <sup>16</sup>S το δραστικό πυρηνικό φορτίο είναι Δ.Π.Φ.=16-10=6).
- Από τις απώσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (σε μικρότερο βαθμό).

Στην περίπτωση των ιόντων ισχύει:

για τα κατιόντα:  $r(\text{A}) > r(\text{A}^+) > r(\text{A}^{2+})$  ισχυρότερες έλξεις πυρήνα ηλεκτρονίων-μικρότερες ηλεκτρονιακές απώσεις  
για τα ανιόντα:  $r(\text{B}) < r(\text{B}^-) < r(\text{B}^{2-})$ , μεγαλύτερη άπωση ηλεκτρονίων

Επίσης μεταξύ ισοηλεκτρονιακών ατόμων-ιόντων μικρότερη ατομική ακτίνα έχει αυτό με το μεγαλύτερο ατομικό αριθμό, λόγω μεγαλύτερου δραστικού πυρηνικού φορτίου.

παράδειγμα:  $r({}_{17}\text{Cl}^-) > r({}_{18}\text{Ar}) > r({}_{19}\text{K}^+)$  όλα έχουν 18e

**ΕΝΕΡΓΕΙΑ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ**

Ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού είναι η ενέργεια που απαιτείται για να απομακρυνθεί ένα ηλεκτρόνιο της εξωτερικής στιβάδας από το άτομο, σε αέρια φάση, στη θεμελιώδη κατάσταση.



Για την απομάκρυνση 2<sup>ου</sup> ηλεκτρονίου απαιτείται μεγαλύτερο ποσό ενέργειας και ονομάζεται ενέργεια 2<sup>ου</sup> ιοντισμού.

Η ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού  $E_{i,1}$  εξαρτάται:

- από την ατομική ακτίνα, όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα τόσο μικρότερη είναι η  $E_{i,1}$ . Η ατομική ακτίνα με τη σειρά της εξαρτάται από:
  - από το φορτίο του πυρήνα (όσο μεγαλύτερο τόσο μεγαλύτερη η  $E_{i,1}$ ),
  - από τα ενδιάμεσα  $e$  τα οποία προκαλούν άπωση στα εξωτερικά  $e$  (όσα περισσότερα ενδιάμεσα  $e$  τόσο μικρότερη η  $E_{i,1}$ ).

Ο συνδυασμός των δύο τελευταίων αποτελεί το **δραστικό πυρηνικό φορτίο**, το οποίο όσο είναι μεγαλύτερο τόσο μεγαλύτερη είναι και η ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού, π.χ.  $E_{1,i(C)} < E_{1,i(O)}$ .

Επομένως η ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού αυξάνεται κατά μήκος μιας ομάδας από κάτω προς τα επάνω και κατά μήκος μιας περιόδου από αριστερά προς τα δεξιά με αποτέλεσμα τα ευγενή αέρια να έχουν τις μεγαλύτερες ενέργειες 1<sup>ου</sup> ιοντισμού στην περίοδό τους.

Ενέργεια 2<sup>ου</sup> ιοντισμού είναι η ενέργεια που απαιτείται για να απομακρυνθεί ένα 2<sup>ο</sup> ηλεκτρόνιο από το κατιόν  $X^{+}$ , δηλαδή:



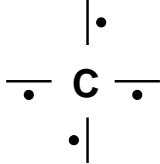
**Προσοχή!** Αν ένα στοιχείο έχει μικρότερη ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού από ένα άλλο στοιχείο δεν είναι απαραίτητο ότι ισχύει το ίδιο και για τις ενέργειες 2<sup>ου</sup> ιοντισμού. Για παράδειγμα το  ${}_{11}\text{Na}$  (3<sup>η</sup> περίοδος, 1<sup>η</sup> ομάδα) έχει μικρότερη ενέργεια 1<sup>ου</sup> ιοντισμού από το  ${}_{12}\text{Mg}$  (3<sup>η</sup> περίοδος, 2<sup>η</sup> ομάδα), αλλά η ενέργεια 2<sup>ου</sup> ιοντισμού του  ${}_{11}\text{Na}$  είναι πολύ μεγαλύτερη από την αντίστοιχη του  ${}_{12}\text{Mg}$  διότι το  ${}_{11}\text{Na}^{+}$  έχει αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου με αποτέλεσμα να απαιτείται πολύ περισσότερη ενέργεια για την απόσπαση του 2<sup>ου</sup> ηλεκτρονίου σε σχέση με το  ${}_{12}\text{Mg}^{+}$  που έχει αποκτήσει δομή αλκαλίου.

# ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

## ΓΕΝΙΚΑ ΠΕΡΙ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Η οργανική χημεία ασχολείται με τις ενώσεις του άνθρακα C με τα άλλα στοιχεία του Περιοδικού Συστήματος, οι οποίες ονομάζονται οργανικές ενώσεις. Υπάρχουν όμως μερικές ενώσεις του C οι οποίες εξετάζονται από την ανόργανη χημεία όπως το CO<sub>2</sub>, το CO, το H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> και τα ανθρακικά άλατα (ενώσεις που περιέχουν την ρίζα CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>).

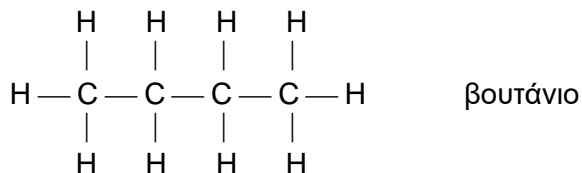
Ο μεγάλος αριθμός των οργανικών ενώσεων (περίπου 12.000.000) οφείλεται στους εξής λόγους:

- Ο C έχει τέσσερα μονήρη (ασύζευκτα) ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα με αποτέλεσμα να έχει την τάση να σχηματίζει τέσσερις ισότιμους ομοιοπολικούς δεσμούς (σ ή π) με διάφορα χημικά στοιχεία (H, O, N, S, αλογόνα) ή με άλλα άτομα άνθρακα. Οι δεσμοί που σχηματίζει ο C με άλλα στοιχεία συμβολίζονται ο καθένας με μια παύλα, όπως φαίνεται στο σχήμα.
- 
- Ο C έχει την δυνατότητα να ενώνεται με άλλα άτομα C με απλούς, διπλούς ή και τριπλούς δεσμούς, σχηματίζοντας μακριές ανθρακικές αλυσίδες (κλειστές ή ανοικτές) που μπορούν να αποτελούνται από δεκάδες άτομα C.
  - Οι δεσμοί που φτιάχνει ο C είναι σταθεροί γιατί τα άτομα του C έχουν μικρή ατομική ακτίνα και έτσι τα ηλεκτρόνια που είναι μοιρασμένα στους ομοιοπολικούς δεσμούς είναι κοντά στους πυρήνες και συγκρατούνται ισχυρά από αυτούς.

## ΚΟΡΕΣΜΕΝΕΣ-ΑΚΟΡΕΣΤΕΣ ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ

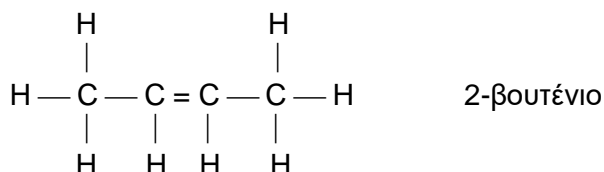
**Κορεσμένες** ονομάζονται οι οργανικές ενώσεις, στις οποίες όλα τα άτομα C στην ανθρακική αλυσίδα είναι ενωμένα με απλούς δεσμούς.

π.χ.



**Ακόρεστες** ονομάζονται οι οργανικές ενώσεις, στις οποίες υπάρχουν τουλάχιστον δύο άτομα C στην ανθρακική αλυσίδα, τα οποία είναι ενωμένα μεταξύ τους με διπλό ή τριπλό δεσμό.

π.χ.



## ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Οι οργανικές ενώσεις, ανάλογα με την μορφή της ανθρακικής αλυσίδας, ταξινομούνται στις άκυκλες και στις κυκλικές.

1. **ΑΚΥΚΛΕΣ (αλειφατικές)** ονομάζονται οι οργανικές ενώσεις, που περιέχουν στο μόριό τους ανοιχτή ανθρακική αλυσίδα, ευθεία ή διακλαδιζόμενη.
2. **ΚΥΚΛΙΚΕΣ** ονομάζονται οι οργανικές ενώσεις, που περιέχουν στο μόριό τους κλειστή ανθρακική αλυσίδα (δακτύλιο).  
Οι κυκλικές ενώσεις ανάλογα με το είδος του δακτυλίου χωρίζονται στις ισοκυκλικές και τις ετεροκυκλικές.

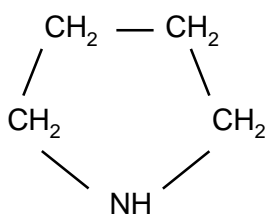
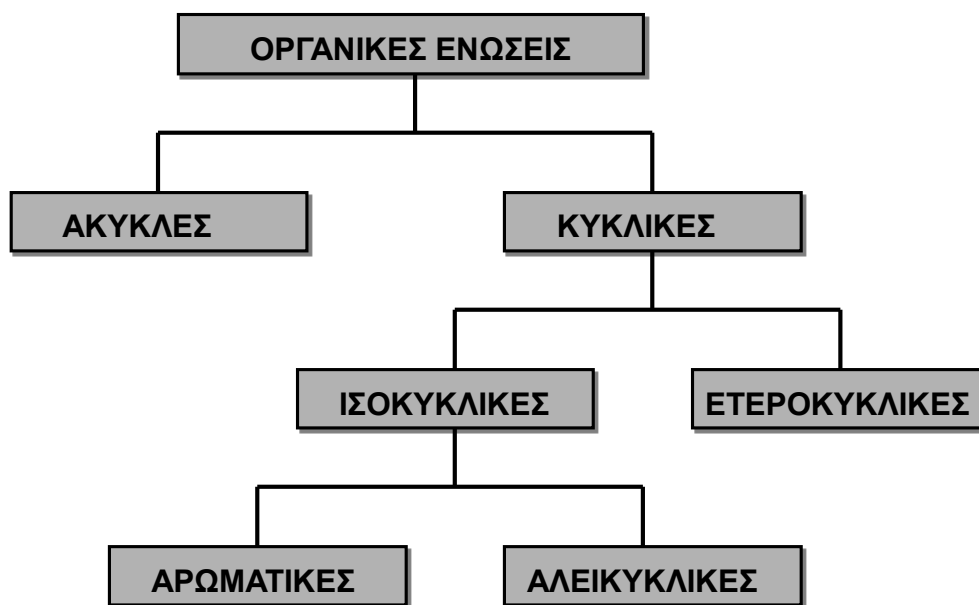
**2-A. ΙΣΟΚΥΚΛΙΚΕΣ** ονομάζονται οι κυκλικές οργανικές ενώσεις, που ο δακτύλιος αποτελείται μόνο από άτομα C.

Οι ισοκυκλικές οργανικές ενώσεις διακρίνονται σε δύο κατηγορίες, τις αρωματικές και τις αλεικυκλικές

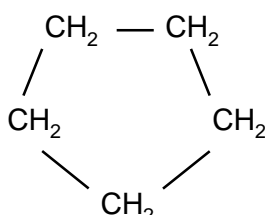
**2-A-α. ΑΡΩΜΑΤΙΚΕΣ** ονομάζονται οι ισοκυκλικές οργανικές ενώσεις που περιέχουν τουλάχιστον ένα εξαμελή δακτύλιο από άτομα C, τα οποία ενώνονται μεταξύ τους με τρεις διπλούς δεσμούς που εναλλάσσονται με απλούς δεσμούς (αρωματικός δακτύλιος).

**2-A-β. ΑΛΕΙΚΥΚΛΙΚΕΣ** ονομάζονται οι ισοκυκλικές οργανικές ενώσεις, οι οποίες δεν περιέχουν στο μόριό τους αρωματικό δακτύλιο.

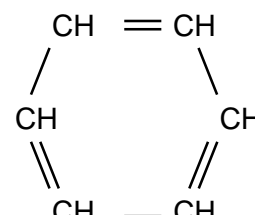
**2-B. ΕΤΕΡΟΚΥΚΛΙΚΕΣ** ονομάζονται οι κυκλικές οργανικές ενώσεις, που ο δακτύλιος περιέχει εκτός από άτομα C και άτομα άλλων στοιχείων (π.χ. άζωτο, θείο, οξυγόνο κ.τ.λ.)



κυκλική-ετεροκυκλική



κυκλική-ισοκυκλική-αλεικυκλική



κυκλική-αρωματική

### ΦΥΣΙΚΕΣ ΚΑΙ ΧΗΜΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΩΝ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

- Δεν είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες λόγω του ότι οι δεσμοί μεταξύ των στοιχείων είναι ομοιοπολικοί.
- Γενικά είναι ενώσεις δυσδιάλυτες στο νερό. Διαλύονται κυρίως σε οργανικούς διαλύτες (π.χ. οινόπνευμα, κετόνη, βενζίνη κ.τ.λ.)
- Λόγω του ομοιοπολικού δεσμού έχουν χαμηλά σημεία τήξεως και εξαερώσεως και είναι ευπαθείς σε υψηλές θερμοκρασίες, ενώ αρκετές ενώσεις είναι εύφλεκτες.

### ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΕΣ ΟΜΑΔΕΣ

Χαρακτηριστική ομάδα ονομάζουμε ένα άτομο (π.χ. Ο) ή σύμπλεγμα ατόμων στοιχείων (π.χ. ΟΗ, COOH), τα οποία είναι ενωμένα με συγκεκριμένο τρόπο με την ανθρακική αλυσίδα αλλά και μεταξύ τους με αποτέλεσμα να προσδίδουν στην οργανική ένωση χαρακτηριστικές ιδιότητες. Οι κυριότερες χαρακτηριστικές ομάδες είναι οι εξής:

ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΤΙΚΗ ΟΜΑΔΑ	ΟΝΟΜΑΣΙΑ
- OH	υδροξύλιο
- COOH → $\begin{array}{c} - C - OH \\    \\ O \end{array}$	καρβοξύλιο
- CHO → $\begin{array}{c} - C = O \\   \\ H \end{array}$	αλδεΐδομάδα
- C - $\begin{array}{c} C \\    \\ O \end{array}$ - C -	κετονομάδα
- C - O - C -	αιθερομάδα
- COOC - → $\begin{array}{c} - C - O - C - \\    \\ O \end{array}$	εστερομάδα
- NH <sub>2</sub>	αμινομάδα
- C ≡ N	κυανοομάδα
- CONH <sub>2</sub> → $\begin{array}{c} - C - NH_2 \\    \\ O \end{array}$	αμιδοομάδα
- NO <sub>2</sub>	νιτροομάδα

### ΟΜΟΛΟΓΕΣ ΣΕΙΡΕΣ

Ομόλογη σειρά ονομάζεται ένα σύνολο από οργανικές ενώσεις οι οποίες παρουσιάζουν τα παρακάτω χαρακτηριστικά:

- Έχουν όλες τον ίδιο γενικό μοριακό τύπο π.χ. τα αλκάνια C<sub>v</sub>H<sub>2v+2</sub>
- Έχουν την ίδια χαρακτηριστική ομάδα π.χ. οι αλκοόλες έχουν το -OH
- Έχουν ανάλογες χημικές ιδιότητες που οφείλονται στην ύπαρξη της χαρακτηριστικής ομάδας
- Έχουν ανάλογες μεθόδους παρασκευής
- Κάθε μέλος της σειράς διαφέρει από το προηγούμενο και από το επόμενο του κατά -CH<sub>2</sub>-, το οποίο ονομάζεται μεθυλενομάδα (συνεπώς η σχετική μοριακή μάζα κάθε μέλος είναι κατά 14 μεγαλύτερη από το προηγούμενο και κατά 14 μικρότερη από το επόμενο)

- Οι φυσικές ιδιότητες των μελών μεταβάλλονται από τα πρώτα μέλη της σειράς προς τα ανώτερα μέλη και η μεταβολή αυτή είναι κατά κάποιο τρόπο συνάρτηση της σχετικής μοριακής τους μάζας ( $M_r$ ).

## ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Το όνομα μιας άκυκλης (χωρίς διακλαδώσεις) οργανικής ένωσης, κατά το σύστημα IUPAC, αποτελείται από τρία τμήματα:

1. Το πρώτο τμήμα δηλώνει τον αριθμό των ατόμων C, που περιέχει η μέγιστη δυνατή ευθύγραμμη αλυσίδα μέσα στο μόριο της οργανικής ένωσης και παίρνει τις εξής ονομασίες:

1 άτομο C	————→	<b>μεθ-</b>
2 άτομα C	————→	<b>αιθ-</b>
3 άτομα C	————→	<b>προπ-</b>
4 άτομα C	————→	<b>βουτ-</b>
5 άτομα C	————→	<b>πεντ-</b>
6 άτομα C	————→	<b>εξ-</b>

2. Το δεύτερο τμήμα δηλώνει αν η οργανική ένωση είναι κορεσμένη ή ακόρεστη και το είδος των δεσμών που υπάρχουν και παίρνει τις εξής ονομασίες:

κορεσμένη ένωση	————→	<b>-αν-</b>
ακόρεστη με 1 διπλό δεσμό	————→	<b>-εν-</b>
ακόρεστη με 1 τριπλό δεσμό	————→	<b>-ιβ-</b>
ακόρεστη με 2 διπλούς δεσμούς	————→	<b>-διεν-</b>
ακόρεστη με 2 τριπλούς δεσμούς	————→	<b>-διιβ-</b>
ακόρεστη με 1 δ.δ. και 1 τ.δ.	————→	<b>-εν-ιβ-</b>

3. Το τελευταίο τμήμα, που αποτελεί και την κατάληξη της ονομασίας, εξαρτάται από το είδος της χαρακτηριστικής ομάδας που έχει η οργανική ένωση και παίρνει τις εξής ονομασίες:

υδρογονάνθρακες	————→	<b>-ιο</b>
αλκοόλες (-OH)	————→	<b>-ολη</b>
αλδεΐδες (-CHO)	————→	<b>-αλη</b>
κετόνες (-C-C-C-)	————→	<b>-ονη</b>
$\begin{array}{c} \parallel \\ \text{O} \end{array}$		
οξέα (-COOH)	————→	<b>-ικο οξύ</b>

## Κανόνες ονοματολογίας

Ότι δεν συμπεριλαμβάνεται στην κύρια ανθρακική αλυσίδα και δεν αποτελεί χαρακτηριστική ομάδα, θεωρείται **υποκαταστάτης**. Οι κυριότεροι υποκαταστάτες είναι τα αλκύλια (R-, ή  $C_nH_{2n+1}$ - με  $n \geq 1$ ), τα οποία χαρακτηρίζονται και διακλαδώσεις. Οι ονομασίες των κυριότερων αλκυλίων είναι:

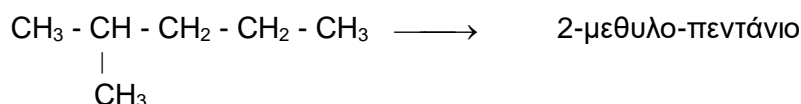
- Αριθμούμε την κύρια ανθρακική αλυσίδα αρχίζοντας από το άκρο της εκείνο που βρίσκεται πιο κοντά στην χαρακτηριστική ομάδα.
- Στην περίπτωση που η χαρακτηριστική ομάδα είναι στη μέση της κύριας ανθρακικής αλυσίδας ή η ένωση είναι υδρογονάνθρακας (H/C), η αρίθμηση γίνεται με τέτοιο τρόπο, ώστε η θέση των πολλαπλών δεσμών να καθορίζεται με τους μικρότερους δυνατούς αριθμούς.
- Όταν στην ένωση υπάρχει διπλός και τριπλός δεσμός, οι οποίοι ισαπέχουν από τα άκρα, η αρίθμηση αρχίζει από το άκρο που βρίσκεται πιο κοντά στον διπλό δεσμό.

- Στην περίπτωση που ο πολλαπλός δεσμός είναι στην μέση της ανθρακικής αλυσίδας ή η ένωση είναι κορεσμένη, η αρίθμηση αρχίζει από το άκρο που είναι πιο κοντά στις διακλαδώσεις.

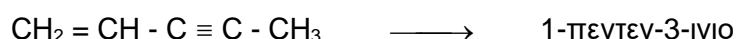
### Ονοματολογία Αλκυλίων

$\text{CH}_3 -$	<b>μεθύλιο</b>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	<b>βουτύλιο</b>
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	<b>αιθύλιο</b>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	<b>ισοβουτύλιο</b>
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	<b>προπύλιο</b>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	<b>τριτοταγές βουτύλιο</b>
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	<b>ισοπροπύλιο</b>	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	<b>δευτεροταγές βουτύλιο</b>

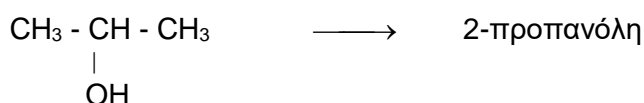
- Η θέση της διακλάδωσης ή του υποκαταστάτη δηλώνεται με ένα αριθμό, που τίθεται πριν από το όνομα της διακλάδωσης ή του υποκαταστάτη, μπροστά από την ονομασία της ένωσης.



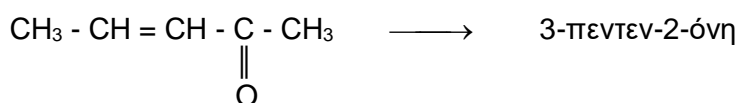
- Η θέση του πολλαπλού δεσμού ορίζεται με ένα αριθμό που μπαίνει στην αρχή του κυρίου ονόματος της οργανικής ένωσης. Στην περίπτωση που η ένωση περιέχει διπλό και τριπλό δεσμό, η αρίθμηση αρχίζει από το άκρο που έχει πιο κοντά του τον πολλαπλό δεσμό και η θέση του διπλού δεσμού δηλώνεται στην αρχή και του τριπλού πριν το πρόθεμα -ιν.



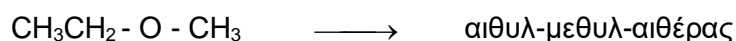
- Η θέση της χαρακτηριστικής ομάδας, αν δεν υπάρχει διπλός ή τριπλός δεσμός, δηλώνεται με ένα αριθμό στην αρχή του κυρίου ονόματος της ένωσης. Οι χαρακτηριστικές ομάδες  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{CHO}$  δεν δηλώνονται σε θέση γιατί τα άτομα του C που περιέχουν είναι πάντοτε ακραία στην ανθρακική αλυσίδα.



- Στην περίπτωση που υπάρχει διπλός ή τριπλός δεσμός και χαρακτηριστική ομάδα τότε η θέση του δεσμού δηλώνεται με έναν αριθμό στην αρχή του κύριου ονόματος της οργανικής ένωσης, ενώ της χαρακτηριστικής ομάδας δηλώνεται με έναν αριθμό πριν το συνθετικό που την δηλώνει.



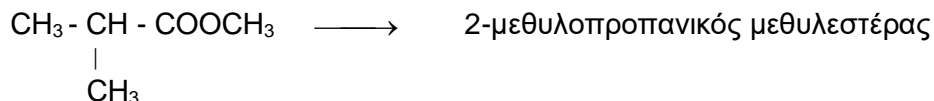
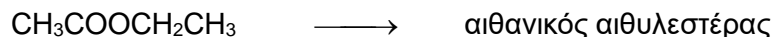
- Οι αιθέρες  $\text{R-O-R}'$  ονομάζονται από τα ονόματα των αλκυλίων (κατά αλφαβητική σειρά) ως εξής: αλκυλ-αλκυλ'-αιθέρας



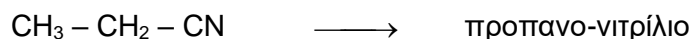


**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

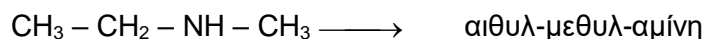
- Οι εστέρες των κορεσμένων μονοκαρβονικών οξέων R-COO-R' ονομάζονται από το όνομα του οξέως που προέρχονται και το αλκύλιο της αλκοόλης, ως εξής:  
(όνομα οξέως)-ικός αλκυλ'-εστέρας



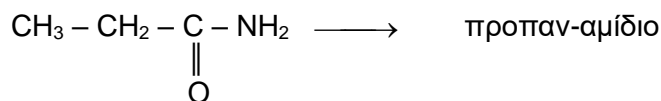
- Τα νιτρίλια R-C≡N ονομάζονται με βάση τον συνολικό αριθμό ατόμων άνθρακα που περιέχουν και την κατάληξη -νιτρίλιο, ως εξής:



- Οι αμίνες R-NH<sub>2</sub>, R-NH-R' κτλ ονομάζονται με βάση το όνομα του αλκυλίου και την κατάληξη αμίνη, ως εξής: Αλκυλ-αμίνη (οι πρωτοταγείς), αλκυλ-αλκυλ'-αμίνη (οι δευτεροταγείς) κτλ.



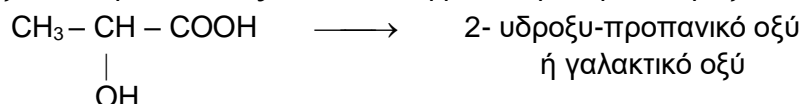
- Τα αμίδια R-CONH<sub>2</sub> επειδή προκύπτουν από τα καρβοξυλικά οξέα με αντικατάσταση του -OH από το -NH<sub>2</sub> παίρνουν την ονομασία τους από το αντίστοιχο οξύ και την κατάληξη αμίδιο, ως εξής:



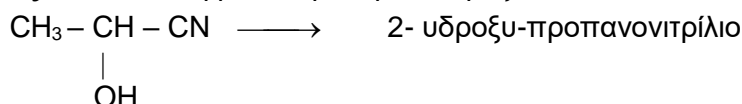
Όταν σε μια οργανική ένωση υπάρχουν πάνω από μια χαρακτηριστικές ομάδες τότε την τελική κατάληξη στην ένωση δίνει η επικρατέστερη ομάδα ενώ η άλλη ομάδα δηλώνεται με κατάλληλο πρόθεμα, ως διακλάδωση. Στον παρακάτω πίνακα φαίνεται η σειρά προτεραιότητας των χαρακτηριστικών ομάδων και το πρόθεμα με το οποίο δηλώνονται.

Χαρακτηριστική Ομάδα	πρόθεμα	κατάληξη
-COOH	-	-ικό οξύ
-CN	κυανο-	-νιτρίλιο
-CHO	αλδεϋδο-	-άλη
-CO-	κετονο-	-όνη
-OH	υδροξυ-	-όλη
-NH <sub>2</sub>	αμινο-	-

- Τα υδροξυοξέα είναι ενώσεις που έχουν δύο χαρακτηριστικές ομάδες το -OH και το -COOH. Η αρίθμηση της ανθρακικής αλυσίδας γίνεται από την άκρη που βρίσκεται το καρβοξύλιο και η θέση του υδροξυλίου δηλώνεται ως διακλάδωση με το πρόθεμα -υδροξύ.



- Οι κυανιδρίνες είναι ενώσεις που έχουν δύο χαρακτηριστικές ομάδες το -OH και το -C≡N. Η αρίθμηση της ανθρακικής αλυσίδας γίνεται από την άκρη που βρίσκεται -C≡N και η θέση του υδροξυλίου δηλώνεται ως διακλάδωση με το πρόθεμα -υδροξύ.



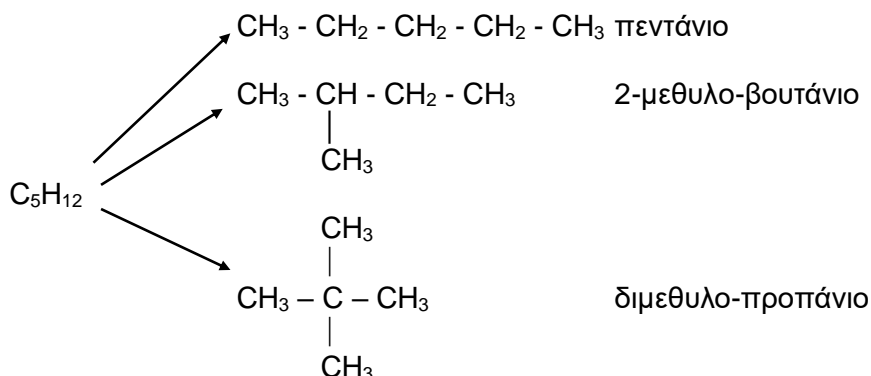
**ΙΣΟΜΕΡΕΙΑ – ΕΙΔΗ ΙΣΟΜΕΡΕΙΑΣ**

Ισομέρεια ονομάζεται το φαινόμενο κατά το οποίο δύο ή και περισσότερες οργανικές ενώσεις ενώ έχουν τον ίδιο μοριακό τύπο, έχουν διαφορετικές χημικές και φυσικές ιδιότητες. Οι διαφορές αυτές μπορεί να οφείλονται στον διαφορετικό συντακτικό τύπο (συντακτική ισομέρεια) ή στον διαφορετικό στερεοχημικό τύπο (στερεοϊσομέρεια). Η ισομέρεια είναι ένα φαινόμενο το οποίο παρατηρείται μόνο στις οργανικές ενώσεις.

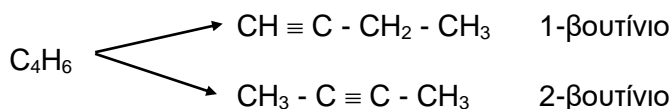
Τα είδη της συντακτικής ισομέρειας που συνήθως συναντάμε είναι τα ακόλουθα:

**A. Ισομέρεια αλυσίδας**

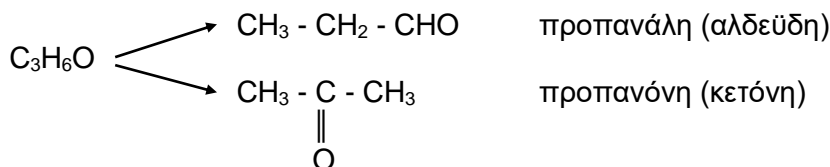
Τα ισομερή διαφέρουν ως προς την διάταξη (σύνδεση) των ατόμων του άνθρακα στην ανθρακική αλυσίδα.

**B. Ισομέρεια θέσης**

Τα ισομερή διαφέρουν ως προς τη θέση της χαρακτηριστικής ομάδας ή του πολλαπλού δεσμού.

**Γ. Ισομέρεια ομόλογης σειράς**

Τα ισομερή διαφέρουν ως προς την ομόλογη σειρά στην οποία ανήκουν.

**ΟΜΟΛΟΓΕΣ ΣΕΙΡΕΣ - ΓΕΝΙΚΟΙ ΤΥΠΟΙ**

ΟΜΟΛΟΓΗ ΣΕΙΡΑ	Χ.Ο.	ΓΕΝΙΚΟΣ ΤΥΠΟΣ	ΚΑΤΑΛΗΞΗ	1° ΜΕΛΟΣ
ΚΟΡΕΣΜΕΝΟΙ H/C ΑΛΚΑΝΙΑ	-	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ , $n \geq 1$ ή R-H	-10	$\text{CH}_4$ μεθάνιο
ΑΚΟΡΕΣΤΟΙ H/C 1δδ ΑΛΚΕΝΙΑ	-C=C-	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , $n \geq 2$	-10	$\text{C}_2\text{H}_4$ αιθένιο
ΑΚΟΡΕΣΤΟΙ H/C 1τδ ΑΛΚΙΝΙΑ	-C≡C-	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ , $n \geq 2$	-10	$\text{C}_2\text{H}_2$ αιθίνιο

Χημεία Γ' Λυκείου – Προσανατολισμός Θετικών Σπουδών

**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

ΑΚΟΡΕΣΤΟΙ Η/Σ 2δδ ΑΛΚΑΔΙΕΝΙΑ	-C=C-...-C=C-	$C_nH_{2n-2}$ , $n \geq 3$	-ιο	$C_3H_4$ προπαδιένιο
ΑΛΚΟΟΛΕΣ (Κορεσμένες μονοσθενείς)	-OH υδροξύλιο	$C_nH_{2n+2}O$ , $n \geq 1$ ή $C_nH_{2n+1}-OH$ ή R-OH	-ολη	$CH_3OH$ μεθανόλη
ΑΙΘΕΡΕΣ (Κορεσμένοι μονοσθενείς)	-C-O-C- αιθερομάδα	$C_nH_{2n+2}O$ , $n \geq 2$ ή $C_nH_{2n+1}-O-C_mH_{2m+1}$ ή R-O-R'	-αιθέρας	$CH_3OCH_3$ διμεθυλ-αιθέρας
ΑΛΔΕΥΔΕΣ (Κορεσμένες μονοσθενείς)	-CHO αλδεϋδομάδα	$C_nH_{2n}O$ , $n \geq 1$ ή $C_nH_{2n+1}-CHO$ ή R-CHO	-αλη	HCHO μεθανάλη
ΚΕΤΟΝΕΣ (Κορεσμένες μονοσθενείς)	-C-C-C-    O κετονομάδα	$C_nH_{2n}O$ , $n \geq 3$ ή $C_nH_{2n+1}-CO-C_mH_{2m+1}$ ή R-CO-R'	-ονη	$CH_3COCH_3$ προπανόνη
ΟΞΕΑ (Κορεσμένα μονοκαρβονικά)	-C-OH    O καρβοξύλιο	$C_nH_{2n}O_2$ , $n \geq 1$ ή $C_nH_{2n+1}-COOH$ ή R-COOH	-ικό οξύ	HCOOH μεθανικό οξύ
ΕΣΤΕΡΕΣ (Κορ. μον. οξέων με κορ. μον. αλκοόλες)	-C-O-C    O εστερομάδα	$C_nH_{2n}O_2$ , $n \geq 2$ ή $C_nH_{2n+1}-COO-C_mH_{2m+1}$ ή R-COO-R'	-εστέρας	HCOOCH <sub>3</sub> μεθανικός μεθυλ- εστέρας
ΑΜΙΝΕΣ	-NH <sub>2</sub>	$C_nH_{2n+1}-NH_2$ , $n \geq 1$ ή R-NH <sub>2</sub>	-αμίνη	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub> Μεθυλαμίνη
ΝΙΤΡΙΛΙΑ	-C≡N	$C_nH_{2n+1}-CN$ , $n \geq 1$ ή R-CN	-νιτρίλιο	CH <sub>3</sub> CN αιθανονιτρίλιο
ΑΜΙΔΙΑ	-C-NH <sub>2</sub>    O	$C_nH_{2n+1}-CONH_2$ , $n \geq 0$ ή R-CONH <sub>2</sub>	-αμίδιο	HCONH <sub>3</sub> μεθαναμίδιο
ΑΛΚΥΛΑΛΟΓΟΝΙΔΙΑ	-X (Cl, Br, F, I)	$C_nH_{2n+1}X$ , $n \geq 1$ ή R-X	-αλογονίδιο	CH <sub>3</sub> X μεθυλο- αλογονίδιο
ΥΔΡΟΞΥΟΞΕΑ	-COOH & -OH	$C_nH_{2n}O_3$ , $n \geq 2$	υδροξυ-...-ικό οξύ	
ΚΥΑΝΙΔΡΙΝΕΣ	-OH & -C≡N	$C_{n+1}H_{2n+1}ON$ , $n \geq 1$	υδροξυ-...- νιτρίλιο	

**ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ****Θεωρία Δεσμού Σθένους V.B.T. (Valence Bond Theory)**

Σύμφωνα με τη θεωρία δεσμού-σθένους ο ομοιοπολικός δεσμός που δημιουργείται μεταξύ δύο στοιχείων (ίδιων ή διαφορετικών) οφείλεται στην **επικάλυψη** που προκαλείται **μεταξύ των ατομικών τροχιακών** των στοιχείων, όταν αυτά πλησιάσουν μεταξύ τους. Τα βασικά χαρακτηριστικά της θεωρίας δεσμού-σθένους είναι τα εξής:

- ❖ Κατά τη δημιουργία ενός ομοιοπολικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων, τροχιακά της στιβάδας σθένους (εξωτερικής στιβάδας) του ενός ατόμου επικαλύπτονται με αντίστοιχα τροχιακά της στιβάδας σθένους του άλλου ατόμου.
- ❖ Τα τροχιακά που επικαλύπτονται, από κάθε άτομο, είναι αυτά τα οποία περιέχουν μονήρη (ασύζευκτα) ηλεκτρόνια, των οποίων τα spin είναι αντιπαράλληλα. Η έλξη μεταξύ των πυρήνων των ατόμων και του ζεύγους των ηλεκτρονίων, που προκύπτει από την επικάλυψη των τροχιακών, δημιουργεί τον ομοιοπολικό δεσμό.
- ❖ Η ισχύς του ομοιοπολικού δεσμού σχετίζεται με τον βαθμό επικάλυψης μεταξύ των ατομικών τροχιακών, όσο μεγαλύτερη είναι η επικάλυψη τόσο ισχυρότερος είναι ο δεσμός.

Όταν δύο άτομα πλησιάζουν μεταξύ τους αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των πυρήνων των ατόμων με τα ηλεκτρόνια αυτών (αρνητική δυναμική ενέργεια) και απωστικές δυνάμεις μεταξύ πυρήνα-πυρήνα και ηλεκτρονίων-ηλεκτρονίων (θετική δυναμική ενέργεια). Ο δεσμός δημιουργείται όταν οι πυρήνες των ατόμων βρεθούν στην απόσταση όπου η συνολική **δυναμική ενέργεια του συστήματος ελαχιστοποιείται** (διπλανό σχήμα).

Οι δεσμοί οι οποίοι προκύπτουν είναι δύο ειδών:

➤ **σ (σίγμα) δεσμός**

Προκύπτει από μετωπική επικάλυψη:

- α) δύο s ατομικών τροχιακών
- β) ενός s και ενός p ατομικού τροχιακού
- γ) δύο p τροχιακών ατομικών

των οποίων οι άξονες συμμετρίας τους συμπίπτουν και βρίσκονται πάνω στη διεύθυνση που συνδέει τους δύο πυρήνες των ατόμων.

➤ **π (πι) δεσμός**

Προκύπτει από πλευρική επικάλυψη p τροχιακών των οποίων οι άξονες συμμετρίας τους είναι παράλληλοι.

**Παραδείγματα:**

Μόριο  $\text{H}_2$  :  $1\text{H}$  δομή  $1s^1$

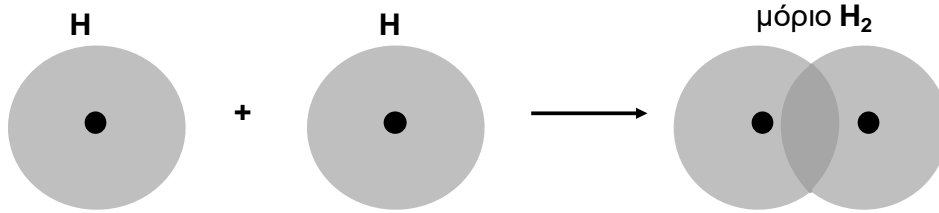
κάθε άτομο έχει 1 μονήρες ηλεκτρόνιο σε  $1s$  τροχιακό και προκύπτει 1  $\sigma$ -δεσμός από μετωπική επικάλυψη των δύο  $s$  τροχιακών:  $\text{H} - \text{H}$

Μόριο  $\text{HF}$  :  $1\text{H}$  δομή  $1s^1$ ,  $9\text{F}$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^5$

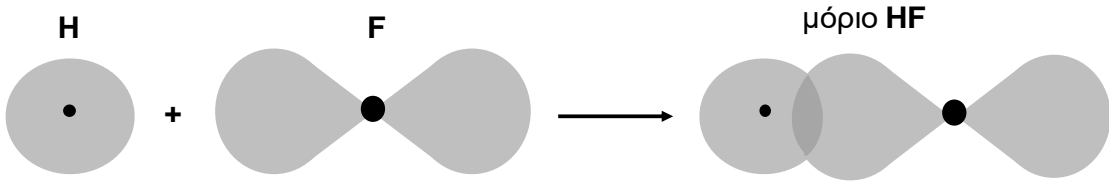
κάθε άτομο έχει 1 μονήρες ηλεκτρόνιο, το  $\text{H}$  σε  $1s$  τροχιακό και το  $\text{F}$  σε  $2p$  τροχιακό και προκύπτει 1  $\sigma$ -δεσμός από μετωπική επικάλυψη του  $s$  με το  $p$  τροχιακό:  $\text{H} - \text{F}$

Μόριο  $\text{F}_2$  :  $9\text{F}$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^5$

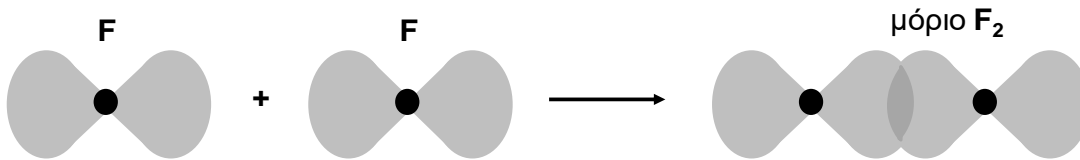
κάθε άτομο έχει 1 μονήρες ηλεκτρόνιο σε  $2p$  τροχιακό και προκύπτει 1  $\sigma$ -δεσμός από μετωπική επικάλυψη των δύο  $p$  τροχιακών:  $\text{F} - \text{F}$



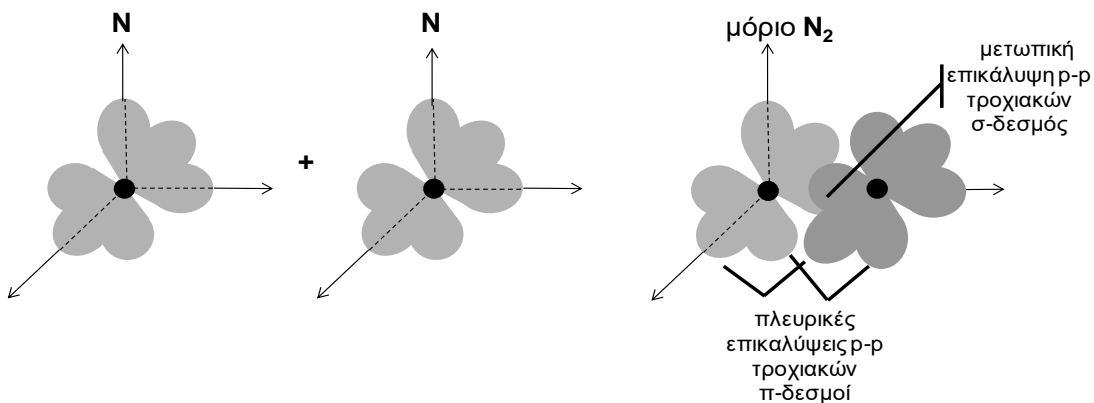
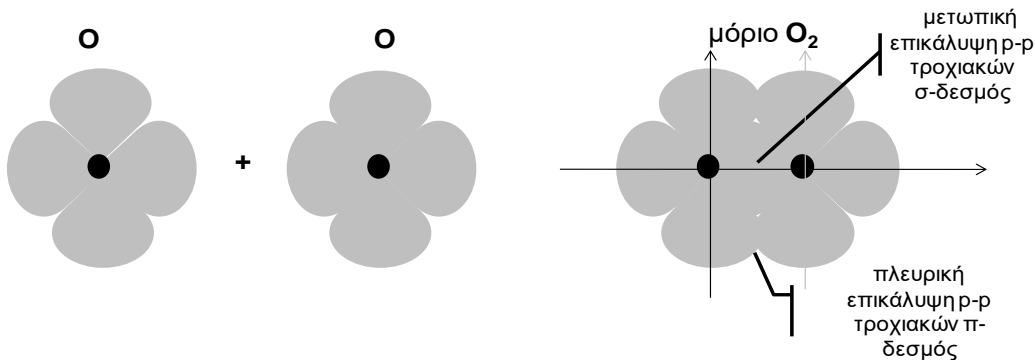
μετωπική επικάλυψη s-s τροχιακών  
 δημιουργία σ-δεσμού



μετωπική επικάλυψη s-p τροχιακών  
 δημιουργία σ-δεσμού



μετωπική επικάλυψη p-p τροχιακών  
 δημιουργία σ-δεσμού



Μόριο  $O_2$  :  ${}_8O$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^4$   
 κάθε άτομο O έχει 2 μονήρη ηλεκτρόνια σε 2p τροχιακά και προκύπτει 1 σ-δεσμός από μετωπική επικάλυψη του ενός p τροχιακού του ενός ατόμου με το ένα p τροχιακό του άλλου (που οι άξονές τους βρίσκονται στην ίδια διεύθυνση) και 1 π-δεσμός από την πλευρική επικάλυψη των δύο υπόλοιπων p τροχιακών

(που έχουν τους άξονές τους παράλληλους) και σχηματίζεται διπλός δεσμός:

Μόριο  $N_2$  :  ${}_7N$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^3$ 

κάθε άτομο N έχει 3 μονήρη ηλεκτρόνια σε 2p τροχιακά και προκύπτει 1  $\sigma$ -δεσμός από μετωπική επικάλυψη του ενός p τροχιακού του ενός ατόμου με το ένα p τροχιακό του άλλου (που οι άξονές τους βρίσκονται στην ίδια διεύθυνση) και 2  $\pi$ -δεσμοί από την πλευρική επικάλυψη των δύο υπόλοιπων p τροχιακών και σχηματίζεται τριπλός δεσμός:  $N \equiv N$

Γενικά στους  $\sigma$  δεσμούς έχουμε μεγαλύτερη επικάλυψη από ότι στους  $\pi$  γι' αυτό και οι  $\sigma$  δεσμοί είναι ισχυρότεροι από τους  $\pi$ .

Οι απλοί δεσμοί είναι  $\sigma$  δεσμοί, ενώ σε ένα διπλό ή τριπλό δεσμό, ο ένας δεσμός είναι πάντα  $\sigma$  ενώ οι άλλοι είναι  $\pi$ .

## Υβριδισμός

Η θεωρία του υβριδισμού εξηγεί τη δημιουργία και την ισχύ ομοιοπολικών δεσμών που αφορούν κυρίως τον C, αλλά και άλλα στοιχεία και δεν μπορεί να εξηγήσει η θεωρία δεσμού-σθένους. Σύμφωνα με τη θεωρία του υβριδισμού ορισμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί προκύπτουν με μετωπική επικάλυψη τροχιακών τα οποία όμως έχουν προέλθει από την ανάμειξη-υβριδοποίηση δύο ή περισσότερων ατομικών τροχιακών ενός στοιχείου. Στην πραγματικότητα τα νέα υβριδοποιημένα τροχιακά έχουν προέλθει από τον γραμμικό συνδυασμό των κυματοσυναρτήσεων  $\Psi$  που περιγράφουν τα ατομικά τροχιακά. Τα νέα υβριδικά τροχιακά, είναι ίσα σε αριθμό με τα ατομικά τροχιακά που αναμείχτηκαν-υβριδοποιήθηκαν και διαφέρουν σε σχέση με αυτά ως προς:

- σχήμα
- τον προσανατολισμό
- την ενέργεια

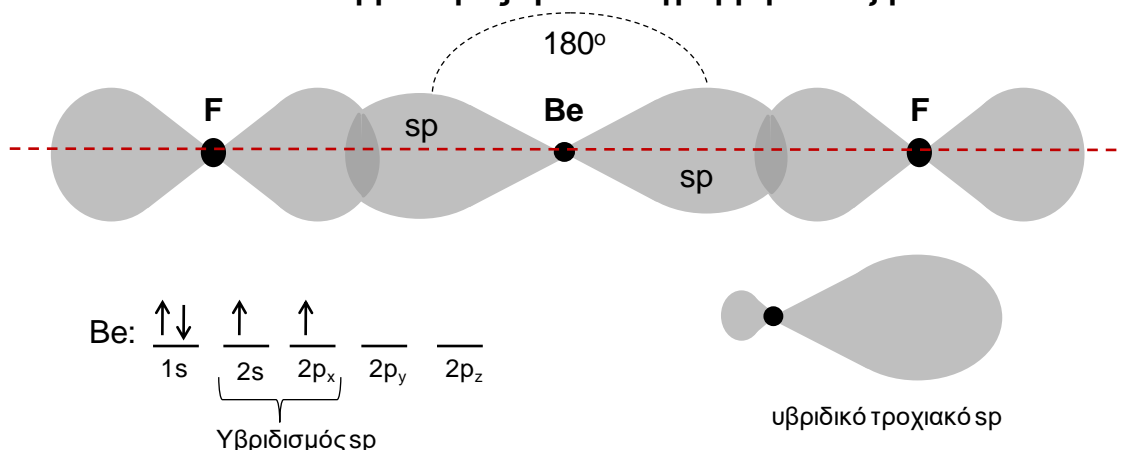
## Παραδείγματα:

Μόριο  $BeF_2$ :  ${}_4Be$  δομή  $1s^2 2s^2$   ${}_9F$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^5$ 

Το άτομο του Be δεν έχει μονήρη ηλεκτρόνια στη θεμελιώδη κατάσταση. Σε διεγερμένη κατάσταση μπορεί να έχει δομή:  $1s^2 2s^1 2p^1$

Στην περίπτωση αυτή υπάρχουν 2 μονήρη e. Όμως αν γίνει επικάλυψη των 2s και 2p τροχιακών του Be με τα αντίστοιχα 2p τροχιακά των ατόμων του F, λόγω διαφορετικού βαθμού επικάλυψης οι 2 ομοιοπολικοί δεσμοί δεν θα έχουν την ίδια ισχύ, γεγονός που **δεν** επιβεβαιώνεται πειραματικά. Στην περίπτωση αυτή τα 2s και 2p τροχιακά του Be υβριδοποιούνται και προκύπτουν 2 ισότιμα **sp** τροχιακά τα οποία επικαλύπτονται μετωπικά με τα αντίστοιχα 2p τροχιακά των ατόμων του F δημιουργώντας 2  $\sigma$ -δεσμούς:  $F - Be - F$

## Υβριδισμός sp - Ευθύγραμμη διάταξη

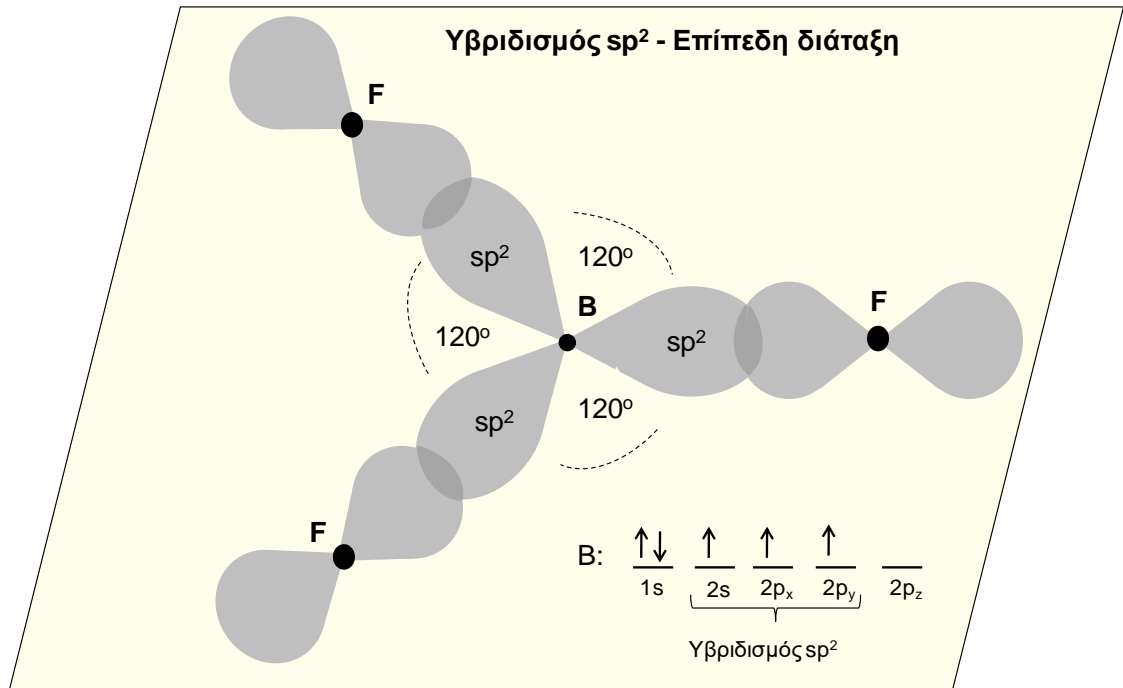
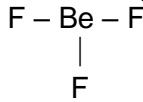


**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

Μόριο  $\text{BF}_3$  : $_5\text{B}$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^1$   $_9\text{F}$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^5$

Το άτομο του B έχει ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στη θεμελιώδη κατάσταση. Σε διεγερμένη κατάσταση μπορεί να έχει δομή:  $1s^2 2s^1 2p^2$

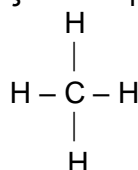
Στην περίπτωση αυτή υπάρχουν 3 μονήρη e. Όμως αν γίνει επικάλυψη των 2s και 2p τροχιακών του B με τα αντίστοιχα 2p τροχιακά των ατόμων του F, λόγω διαφορετικού βαθμού επικάλυψης οι 3 ομοιοπολικοί δεσμοί δεν θα έχουν την ίδια ισχύ, γεγονός που **δεν** επιβεβαιώνεται πειραματικά. Στην περίπτωση αυτή το 2s και τα δύο 2p τροχιακά του B υβριδοποιούνται και προκύπτουν 3 ισότιμα  $sp^2$  τροχιακά τα οποία επικαλύπτονται μετωπικά με τα αντίστοιχα 2p τροχιακά των ατόμων του F δημιουργώντας 3 σ-δεσμούς:



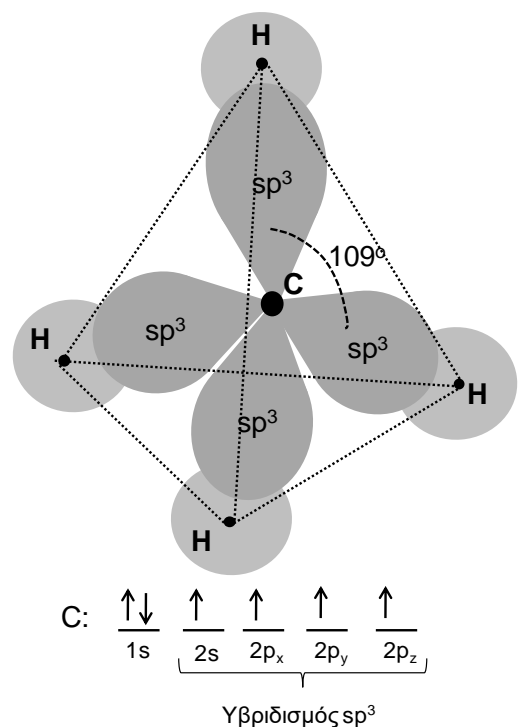
Μόριο  $\text{CH}_4$  : $_6\text{C}$  δομή  $1s^2 2s^2 2p^2$   $_1\text{H}$  δομή  $1s^1$

Το άτομο του C έχει δύο μονήρη ηλεκτρόνια στη θεμελιώδη κατάσταση. Σε διεγερμένη κατάσταση μπορεί να έχει δομή:  $1s^2 2s^1 2p^3$

Στην περίπτωση αυτή υπάρχουν 4 μονήρη e. Όμως αν γίνει επικάλυψη των 2s και 2p τροχιακών του C με τα αντίστοιχα 1s τροχιακά των ατόμων του H, λόγω διαφορετικού βαθμού επικάλυψης οι 4 ομοιοπολικοί δεσμοί δεν θα έχουν την ίδια ισχύ, γεγονός που **δεν** επιβεβαιώνεται πειραματικά. Στην περίπτωση αυτή το 2s και τα τρία 2p τροχιακά του C υβριδοποιούνται και προκύπτουν 4 ισότιμα  $sp^3$  τροχιακά τα οποία επικαλύπτονται μετωπικά με τα αντίστοιχα 1s τροχιακά των ατόμων του H δημιουργώντας 4 σ-δεσμούς:

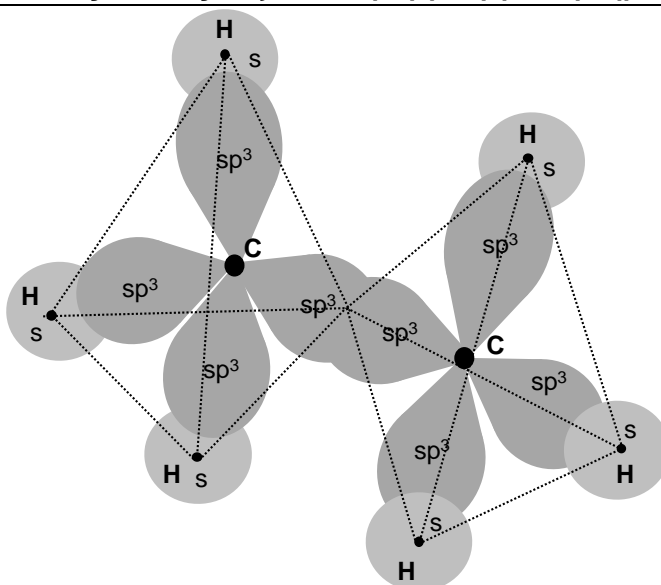


**Υβριδισμός  $sp^3$  - Τετραεδρική διάταξη**



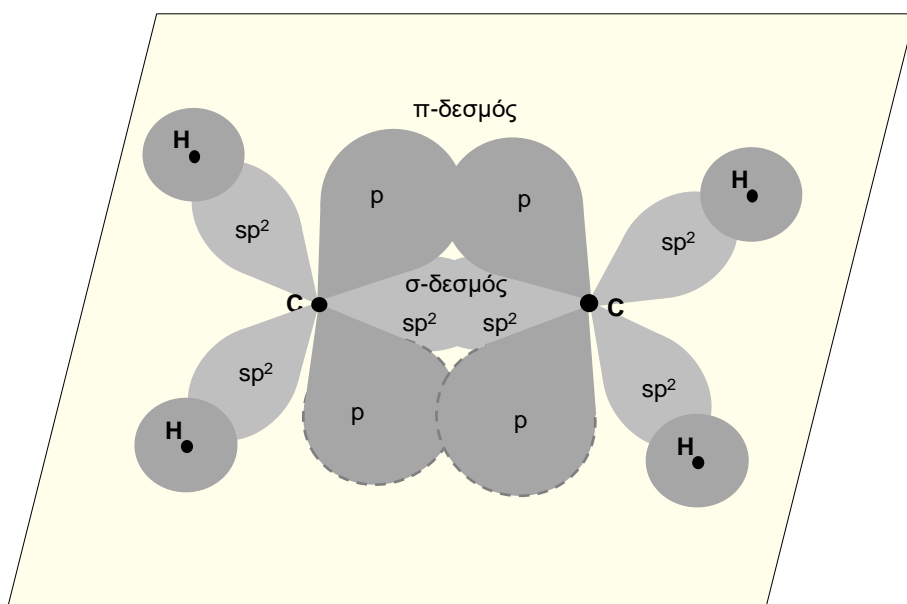
**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

Μόριο  $C_2H_6$  : Στην περίπτωση αυτή σε κάθε άτομο C το 2s και τα τρία 2p τροχιακά υβριδοποιούνται και προκύπτουν 4 ισότιμα  $sp^3$  τροχιακά εκ των οποίων τα τρία επικαλύπτονται μετωπικά με τα αντίστοιχα 1s τροχιακά των ατόμων του H, ενώ το ένα υβριδοποιημένο  $sp^3$  τροχιακό από κάθε άτομο C επικαλύπτονται μεταξύ τους δημιουργώντας συνολικά:  $3+3=6$   $\sigma$ -δεσμούς με επικάλυψη  $sp^3-s$  τροχιακών μεταξύ C-H και 1  $\sigma$ -δεσμό με επικάλυψη  $sp^3-sp^3$  τροχιακών μεταξύ C-C.



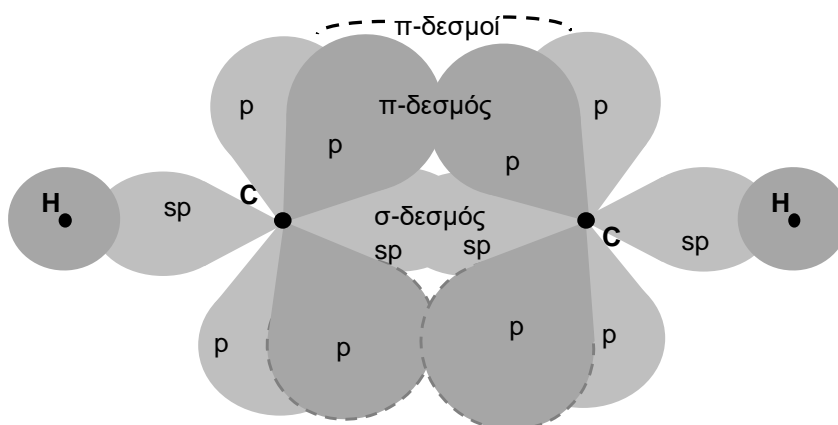
Μόριο  $C_2H_4$  : Στην περίπτωση αυτή σε κάθε άτομο C το 2s και τα δύο 2p τροχιακά υβριδοποιούνται και προκύπτουν 3 ισότιμα

$sp^2$  τροχιακά εκ των οποίων τα δύο επικαλύπτονται μετωπικά με τα αντίστοιχα 1s τροχιακά των ατόμων του H, ενώ το ένα υβριδοποιημένο  $sp^2$  τροχιακό από κάθε άτομο C επικαλύπτονται μεταξύ τους δημιουργώντας ένα  $\sigma$ -δεσμό μεταξύ των ατόμων του C. Τα τροχιακά 2p από κάθε άτομο C που δεν έχουν υβριδοποιηθεί επικαλύπτονται πλευρικά δημιουργώντας έναν  $\pi$ -δεσμό. Επομένως ο διπλός δεσμός μεταξύ των ατόμων C αποτελείται από έναν  $\sigma$ -δεσμό μεταξύ  $sp^2-sp^2$



τροχιακών και έναν  $\pi$ -δεσμό μεταξύ p-p τροχιακών. Συνεπώς έχουμε:  $2+2=4$   $\sigma$ -δεσμούς με επικάλυψη  $sp^2-s$  τροχιακών μεταξύ C-H  
1  $\sigma$ -δεσμό με επικάλυψη  $sp^2-sp^2$  τροχιακών μεταξύ C-C  
1  $\pi$ -δεσμό με επικάλυψη p-p τροχιακών μεταξύ C-C  
Όλα τα άτομα C και H βρίσκονται στο ίδιο επίπεδο.

Μόριο  $C_2H_2$  : Στην περίπτωση αυτή σε κάθε άτομο C το 2s και τα ένα 2p τροχιακά υβριδοποιούνται και προκύπτουν 2 ισότιμα  $sp$  τροχιακά εκ των οποίων τα ένα επικαλύπτεται μετωπικά με το αντίστοιχο 1s τροχιακά του ατόμου του H, ενώ το ένα υβριδοποιημένο  $sp$  τροχιακό από κάθε άτομο C επικαλύπτονται μεταξύ τους δημιουργώντας ένα  $\sigma$ -δεσμό μεταξύ των ατόμων του C. Τα δύο τροχιακά 2p από κάθε άτομο C





**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

που δεν έχουν υβριδοποιηθεί επικαλύπτονται πλευρικά δημιουργώντας δύο π-δεσμούς. Επομένως ο τριπλός δεσμός μεταξύ των ατόμων C αποτελείται από έναν σ-δεσμό μεταξύ sp-sp τροχιακών και δύο π-δεσμούς μεταξύ p-p τροχιακών.

Συνεπώς έχουμε:  $1+1=2$  σ-δεσμούς με επικάλυψη sp-s τροχιακών μεταξύ C-H

1 σ-δεσμό με επικάλυψη sp-sp τροχιακών μεταξύ C-C

2 π-δεσμούς με επικάλυψη p-p τροχιακών μεταξύ C-C

Όλα τα άτομα C και H βρίσκονται στην ίδια ευθεία.

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ:** Στις οργανικές ενώσεις οι απλοί δεσμοί μεταξύ των ατόμων C στην ανθρακική αλυσίδα αλλά και μεταξύ των ατόμων C και του H είναι σ-δεσμοί. Όταν ένα άτομο C συνδέεται με διπλό δεσμό είτε με άλλο άτομο C ή άλλο στοιχείο π.χ. O, ο ένας δεσμός είναι σ ενώ ο άλλος δεσμός είναι π. Το ίδιο συμβαίνει και όταν ένα άτομο C συνδέεται με τριπλό δεσμό είτε με άλλο άτομο C ή άλλο στοιχείο π.χ. N, ο ένας είναι σ και οι άλλοι δύο π.

Καρβονυλομάδα  $\text{—C—}$  : ο C έχει υβριδισμό  $sp^2$  και ο διπλός δεσμός δημιουργείται με επικάλυψη:

$\begin{array}{l} || \\ \text{O} \end{array}$   $sp^2$ -p τροχιακών μεταξύ C-O σ-δεσμός και

$\text{O}$  p-p τροχιακών μεταξύ C-O π-δεσμός

Καρβοξυλομάδα  $\text{—C=O}$ : ο C έχει υβριδισμό  $sp^2$  και ο διπλός δεσμός δημιουργείται με επικάλυψη:

$\begin{array}{l} | \\ \text{O-H} \end{array}$   $sp^2$ -p τροχιακών μεταξύ C-O και

$\text{O-H}$  p-p τροχιακών μεταξύ C-O

επίσης υπάρχει σ-δεσμός με επικάλυψη  $sp^2$ -p τροχιακών μεταξύ C-O και σ-δεσμός με επικάλυψη p-s τροχιακών μεταξύ O-H

Αμινομάδα  $\text{—C}\equiv\text{N}$  : ο C έχει υβριδισμό sp και ο τριπλός δεσμός δημιουργείται με επικάλυψη:

sp-p τροχιακών μεταξύ C-N σ-δεσμός και

p-p τροχιακών μεταξύ C-N 2 π-δεσμοί

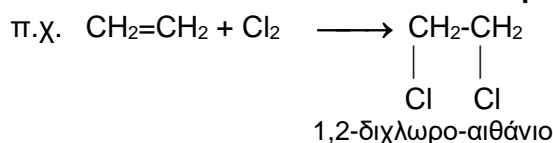
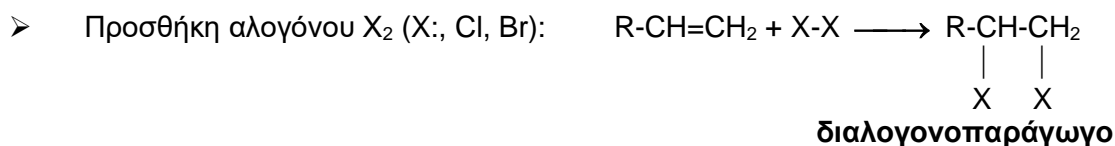
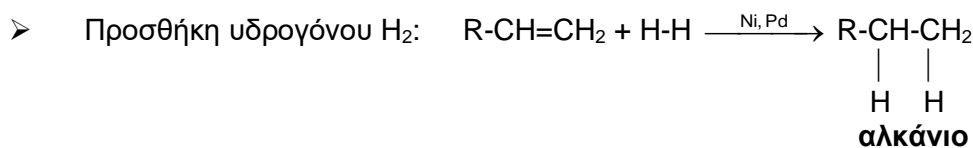
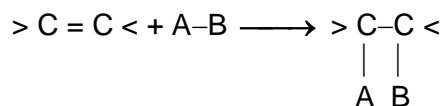
Αλκαδιένια  $\text{>C=C=C<}$  : τα άτομα C στις άκρες έχουν υβριδισμό  $sp^2$ , ενώ το άτομο C στη μέση έχει υβριδισμό sp, επομένως έχουμε 2 σ-δεσμούς με επικάλυψη  $sp^2$ -sp τροχιακών μεταξύ C-C και 2 π-δεσμούς με επικάλυψη p-p τροχιακών μεταξύ C-C

**ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ****1. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΠΡΟΣΘΗΚΗΣ**

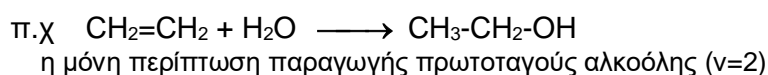
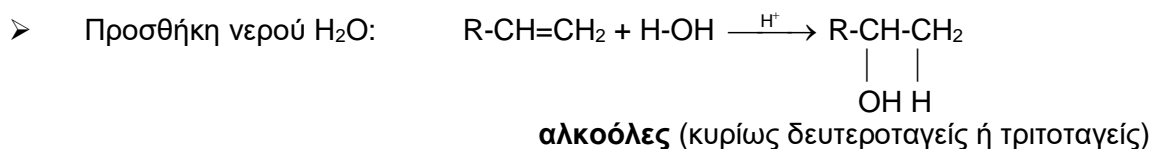
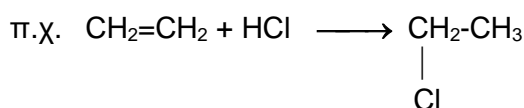
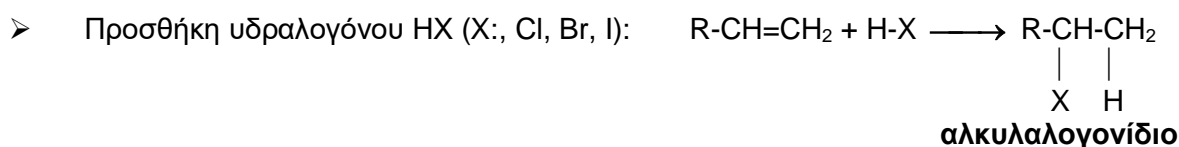
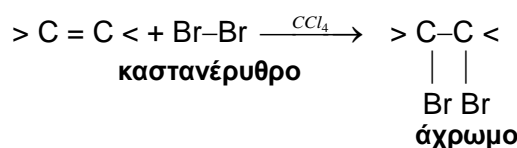
Αντιδράσεις προσθήκης δίνουν όλες οι οργανικές ενώσεις οι οποίες έχουν στο μόριό τους διπλούς ή τριπλούς δεσμούς. Τέτοιες ενώσεις είναι τα **αλκένια, τα αλκίνια, οι αλδεύδες, οι κετόνες, τα νιτρίλια** κ.τ.λ.

**I. Προσθήκη στο διπλό δεσμό μεταξύ ατόμων C στα αλκένια**

Είναι αντιδράσεις της μορφής:

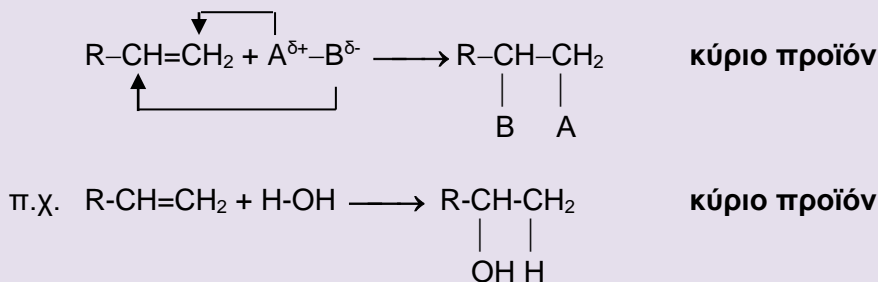


Στην περίπτωση που το αλογόνο είναι το Br<sub>2</sub> (σε διαλύτη τετραχλωράνθρακα CCl<sub>4</sub>) κατά τη διαδικασία της αντίδρασης απορροφάται το αλκένιο από το διάλυμα (αυξάνεται η μάζα του διαλύματος) ενώ συγχρόνως παρατηρείται αποχρωματισμός του διαλύματος του Br<sub>2</sub> από **καστανέρυθρο** σε **άχρωμο** αν αντιδράσει όλη η ποσότητα του Br<sub>2</sub>. **Μέσω της αντίδρασης αυτής μπορούμε να διαπιστώσουμε πειραματικά αν μια ένωση είναι ακόρεστη.**



### Κανόνες Markovnikov

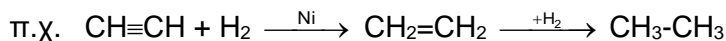
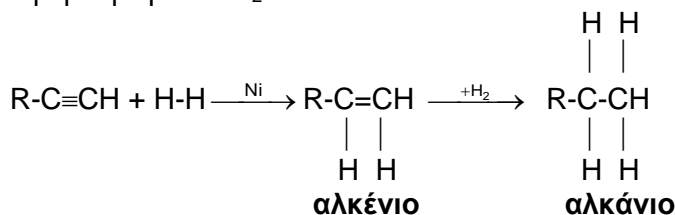
Κατά την προσθήκη ενός μορίου της μορφής  $A^{\delta+}-B^{\delta-}$  σε έναν διπλό (ή τριπλό) δεσμό ενός ασύμμετρου αλκενίου (ή αλκινίου), το **κύριο προϊόν της αντίδρασης** προκύπτει από τη σύνδεση του ηλεκτροθετικότερου τμήματος του μορίου ( $A^{\delta+}$ ) με το άτομο του άνθρακα του δεσμού που έχει τα περισσότερα υδρογόνα. Δηλαδή:



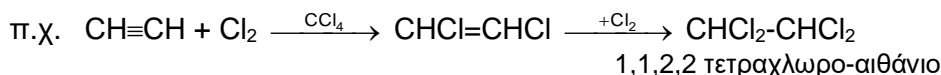
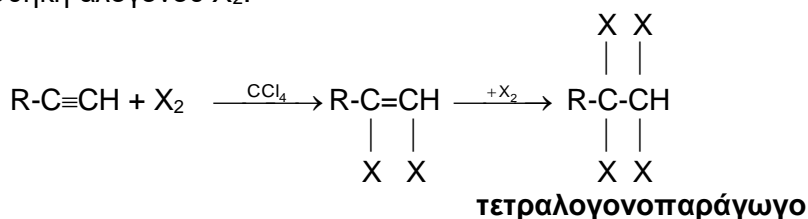
Αν κατά την προσθήκη μορίου της μορφής  $A^{\delta+}-B^{\delta-}$  σε μια οργανική ένωση παράγεται ένα μόνο προϊόν αυτό σημαίνει ότι η ένωση είναι συμμετρική ως προς τον διπλό ή τον τριπλό δεσμό δηλαδή είναι της μορφής  $R-CH=CH-R$  ή  $R-C\equiv C-R$ .

## II. Προσθήκη στον τριπλό δεσμό μεταξύ ατόμων C στα αλκίνια

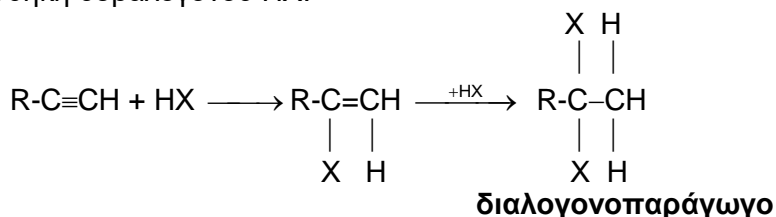
- Προσθήκη υδρογόνου  $H_2$ :



- Προσθήκη αλογόνου  $X_2$ :

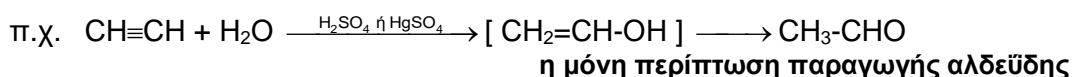
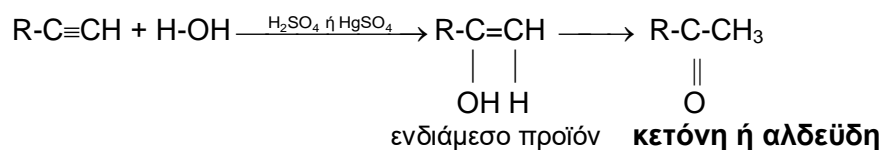


- Προσθήκη υδραλογόνου  $HX$ :

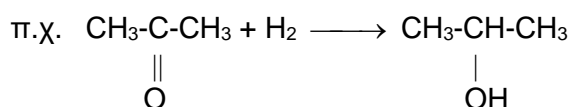
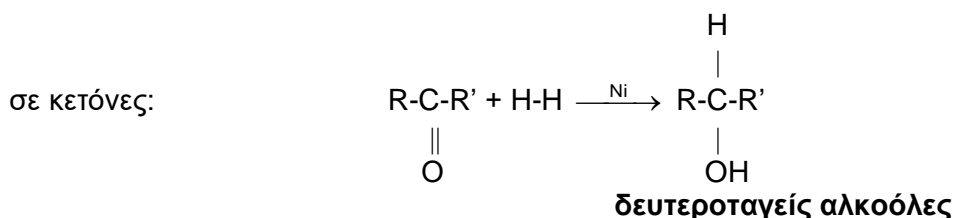
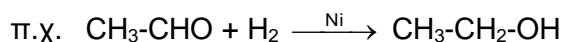
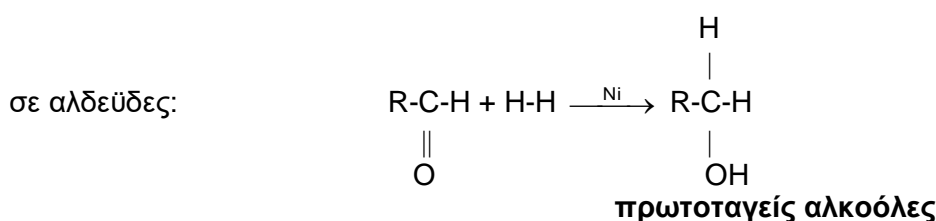
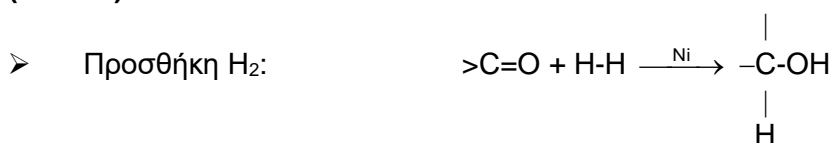


Κατά την προσθήκη στον τριπλό δεσμό αν τα mol του μορίου A-B είναι  $1 < n < 2$  τότε θα παραχθούν μίγματα και των δύο προϊόντων π.χ. στην προσθήκη  $H_2$ , αλκένιο και αλκάνιο.

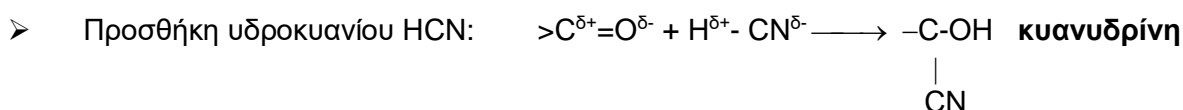
- Προσθήκη νερού  $H_2O$ :



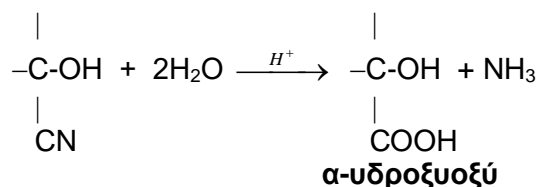
### III. Προσθήκη στον διπλό δεσμό στο καρβονύλιο των αλδεϋδών και των κετονών ( $C_nH_{2n}O$ ).

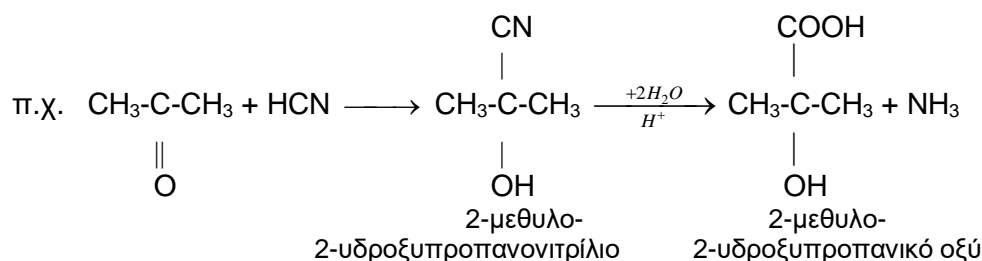
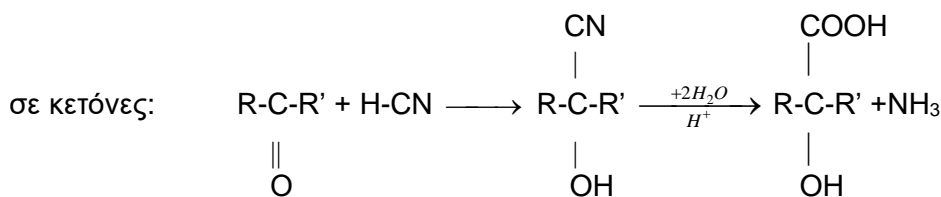
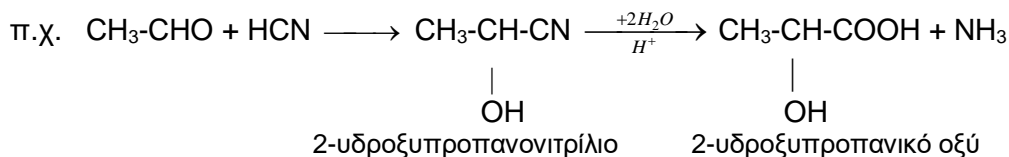
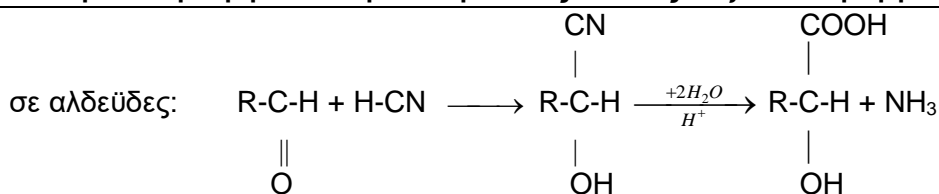


#### Δεν παράγονται τριτοταγείς αλκοόλες

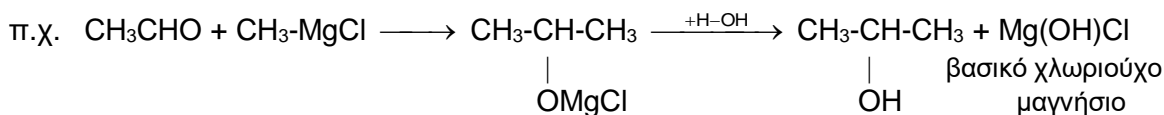
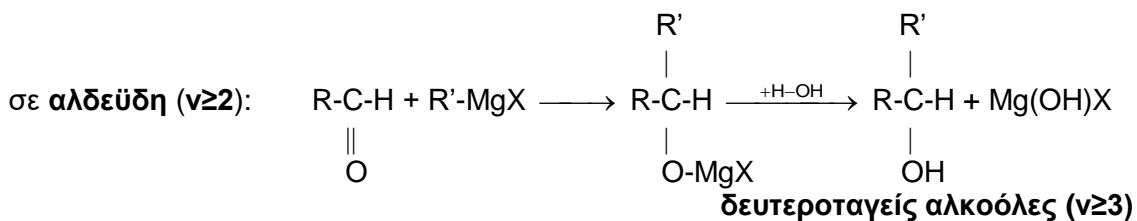
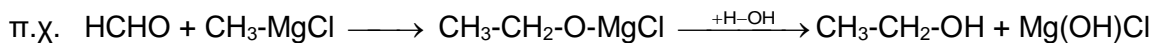
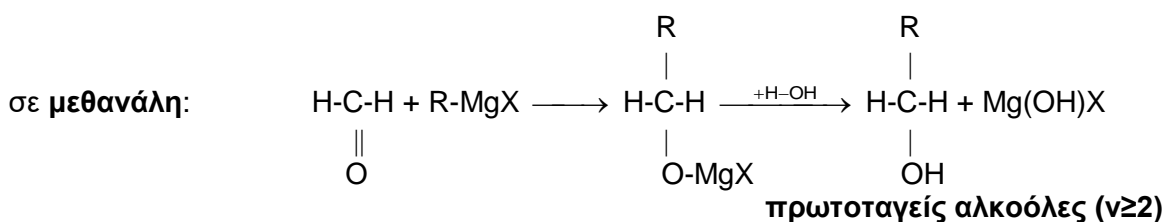
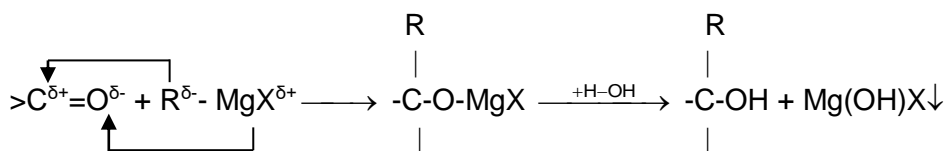


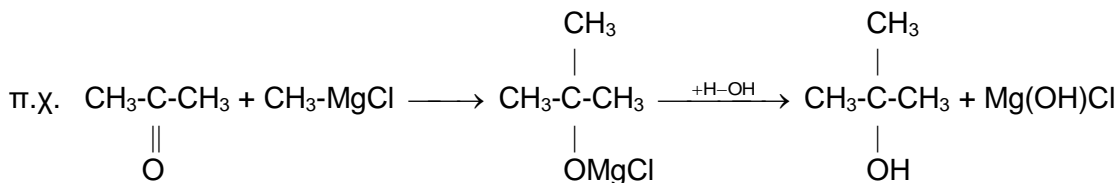
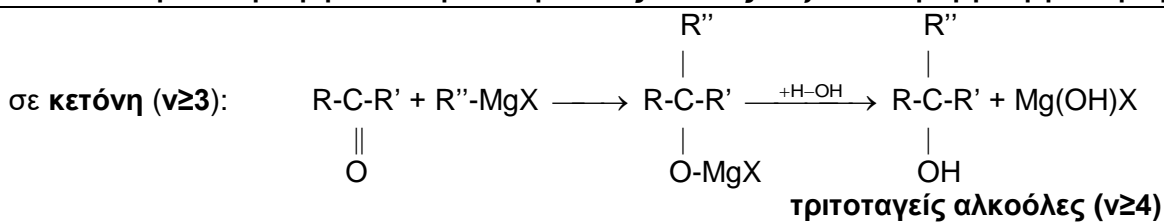
Οι κυανυδρίνες υδρολύονται σε αραιό διάλυμα οξέος σχηματίζοντας α-υδροξυοξέα. Και στις δύο περιπτώσεις αυξάνεται την ανθρακική αλυσίδα κατά ένα άτομο C





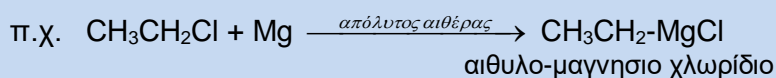
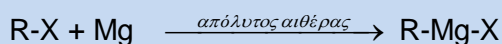
➤ Προσθήκη οργανομαγνησιακών ενώσεων R-MgX:





Στις παραπάνω αντιδράσεις έχουμε αύξηση των ατόμων **C** στην κύρια ανθρακική αλυσίδα (αντιδράσεις ανοικοδόμησης)

Οι οργανικές ενώσεις της μορφής R-MgX όπου X: αλογόνο (Cl, Br, I) ονομάζονται **οργανομαγνησιακές ενώσεις** ή **αντιδραστήρια Grignard** και παρασκευάζονται από τα αλκυλαλογονίδια με επίδραση μαγνησίου Mg σε περιβάλλον απόλυτου αιθέρα λόγω της μεγάλης δραστηκότητάς τους:

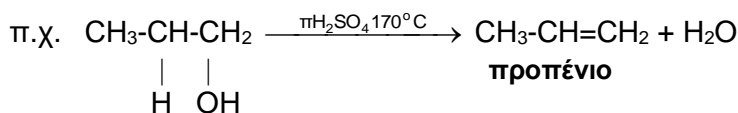
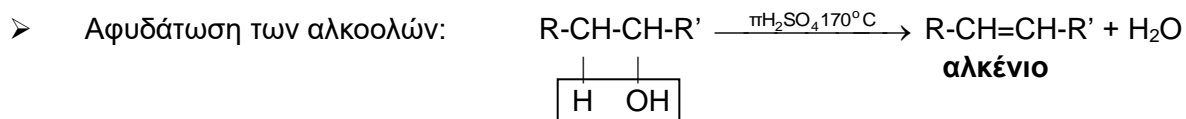


Η υδρόλυση των αντιδραστηρίων Grignard οδηγεί σε αλκάνια:

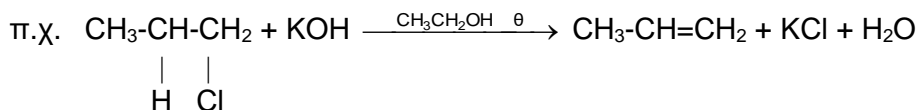
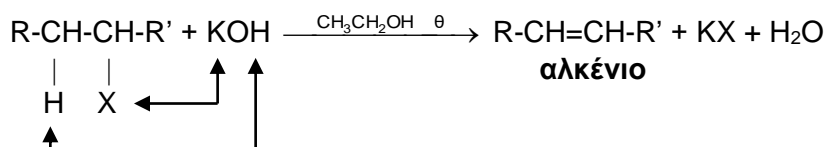


## 2. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΑΠΟΣΠΑΣΗΣ

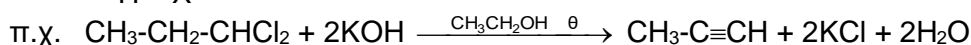
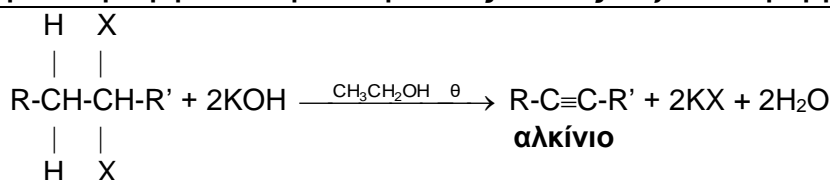
Στις αντιδράσεις απόσπασης περιλαμβάνονται η **αφυδάτωση των αλκοολών** και η **αφυδραλογόνωση των αλκυλαλογονιδίων** προς παρασκευή αλκενίων.



➤ Αφυδραλογόνωση αλκυλαλογονιδίων (με αιθανολικό διάλυμα KOH ή NaOH):



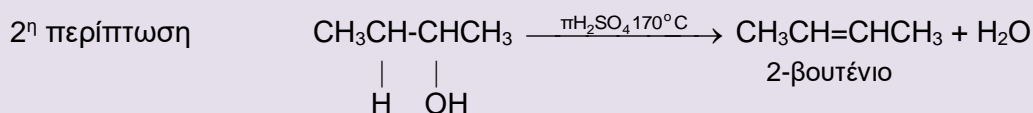
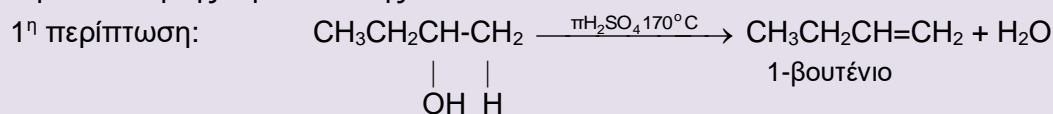
➤ Αφυδραλογόνωση διαλογονιδίων (με αιθανολικό διάλυμα KOH ή NaOH). Για να δημιουργηθεί τριπλός δεσμός θα πρέπει τα αλογόνα να βρίσκονται στο ίδιο άτομο ή σε γειτονικά άτομα C (αν όχι δημιουργούνται αλκαδιένια):



Όταν κατά την αφυδάτωση μιας αλκοόλης ή την αφυδραλογόνωση ενός αλκυλαλογονιδίου είναι δυνατό να σχηματιστούν περισσότερα από ένα αλκένια, τότε το κύριο προϊόν βρίσκεται με τον κανόνα του **Saytzeff**.

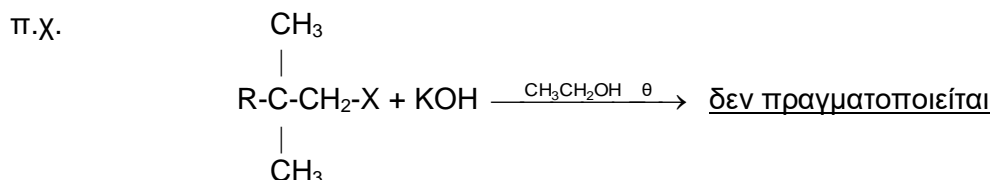
Σύμφωνα με τον κανόνα αυτό, το H του υδραλογόνου αποσπάται πιο εύκολα από τριταταγές άτομο C, λιγότερο εύκολα από δευτεροταγές και πιο δύσκολα από πρωτοταγές. Π.χ.

Αφυδάτωση της 2-βουτανόλης:



Από τα δύο ισομερή του βουτενίου που δύναται να σχηματιστούν το 2-βουτένιο είναι το κύριο προϊόν αφού στη δεύτερη περίπτωση το H αποσπάται ευκολότερα από ότι στην πρώτη.

**Παρατήρηση:** Μια αντίδραση αφυδάτωσης ή αφυδραλογόνωσης δεν είναι δυνατόν να πραγματοποιηθεί όταν η αλκοόλη ή το αλκυλαλογονίδιο είναι πρωτοταγές και το γειτονικό άτομο C του C με το οποίο είναι συνδεδεμένο το -OH ή το -X είναι τεταρτοταγές.



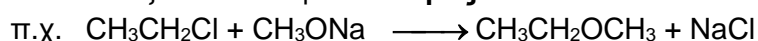
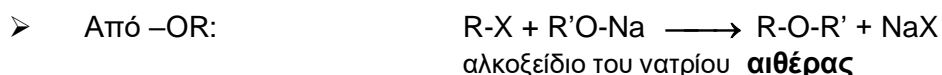
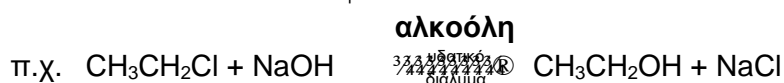
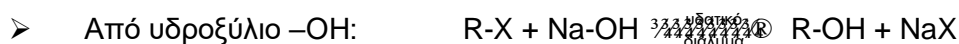
### 3. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΥΠΟΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

Στις αντιδράσεις υποκατάστασης, έχουμε υποκατάσταση μιας ομάδας η οποία είναι συνδεδεμένη με ένα άτομο άνθρακα από άλλη ομάδα. Είναι αντιδράσεις της μορφής:

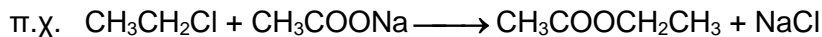
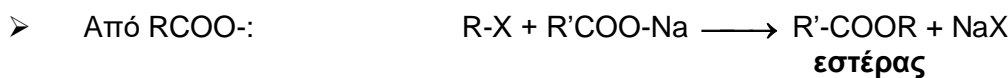
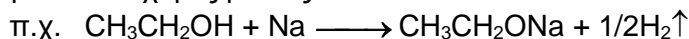


Αντιδράσεις υποκατάστασης δίνουν τα **αλκυλαλογονίδια, οι αλκοόλες, οι εστέρες, τα αλκάνια και οι αρωματικοί υδρογονάνθρακες**.

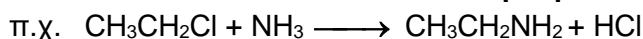
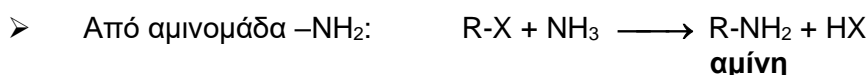
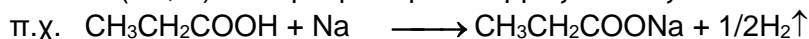
#### I. Αντιδράσεις υποκατάστασης του αλογόνου (X) στα αλκυλαλογονίδια:



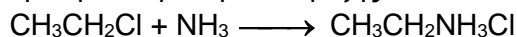
Τα αλκοξειδία ή αλκοολικά άλατα παράγονται με επίδραση δραστικών μετάλλων (Na, K) σε αλκοόλες και θεωρούνται ισχυρές βάσεις.



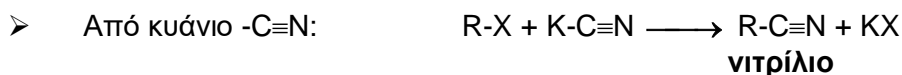
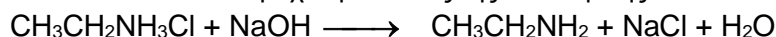
Τα άλατα των κορεσμένων μονοκαρβοξυλικών οξέων (σαπούνια) παράγονται με επίδραση δραστικών μετάλλων (Na, K) σε κορεσμένα μονοκαρβοξυλικά οξέα.



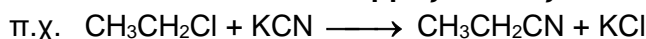
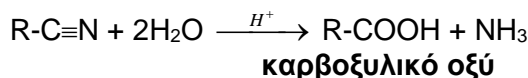
Στην πραγματικότητα η αντίδραση είναι η εξής:



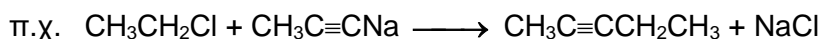
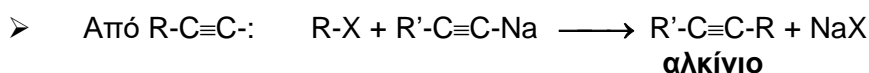
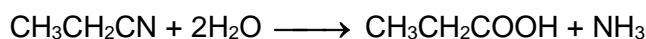
και υδροχλωρικό άλας της αιθυλαμίνης



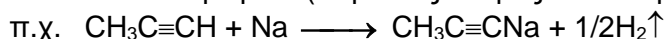
Και στη συνέχεια με υδρόλυση παράγονται οξέα:



και



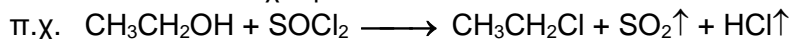
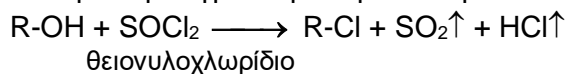
Τα ακετυλενίδια παράγονται με επίδραση δραστικών μετάλλων (Na, K) σε αλκίνια με ακετυλενικό υδρογόνο (ο τριπλός δεσμός είναι στην άκρη).



Οι αντιδράσεις των δύο τελευταίων περιπτώσεων ονομάζονται **αντιδράσεις ανοικοδόμησης** διότι έχουμε αύξηση των ατόμων άνθρακα στην κύρια ανθρακική αλυσίδα.

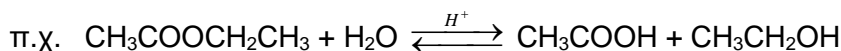
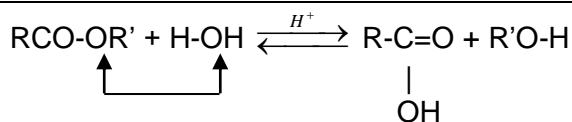
## II. Αντιδράσεις υποκατάστασης του υδροξυλίου (-OH) στις αλκοόλες.

Η υποκατάσταση αυτή οδηγεί στην παρασκευή **αλκυλαλογονιδίων**.



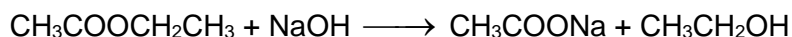
III. **Υδρόλυση των εστέρων και παραγωγή κορεσμένων μονοσθενών αλκοολών και κορεσμένων μονοκαρβοξυλικών οξέων.** Κατά την υδρόλυση έχουμε υποκατάσταση του αλκοξυλίου RO<sup>-</sup> του εστέρα από το OH<sup>-</sup> του νερού.





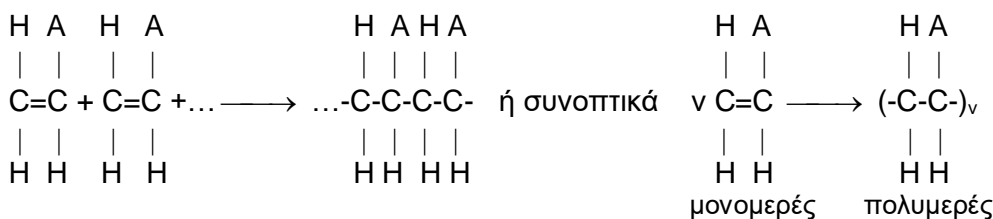
Η παραπάνω αντίδραση γίνεται σε όξινο περιβάλλον (παρουσία  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) και πραγματοποιείται και από τις δύο φορές. Η αντίστροφη φορά ονομάζεται **υδρόλυση**.

Επίσης όταν η υδρόλυση πραγματοποιηθεί σε αλκαλικό περιβάλλον έχουμε το σχηματισμό αλάτων καρβοξυλικών οξέων (σαπουνία).

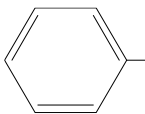
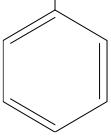
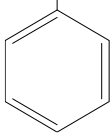


#### 4. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΠΟΛΥΜΕΡΙΣΜΟΥ

Πολυμερισμός ονομάζεται η χημική διαδικασία κατά την οποία πολλές ίδιες και σχετικά απλές (και ακόρεστες) οργανικές ενώσεις, που ονομάζονται **μονομερή**, ενώνονται μεταξύ τους σχηματίζοντας μεγάλα μόρια με μακριές ανθρακικές αλυσίδες, τα **πολυμερή**. Σημαντικό είδος πολυμερισμού είναι ο **πολυμερισμός προσθήκης**, στον οποίο τα πολυμερή σχηματίζονται με αντιδράσεις προσθήκης μεταξύ των μονομερών. Η γενική αντίδραση πολυμερισμού προσθήκης είναι η ακόλουθη:

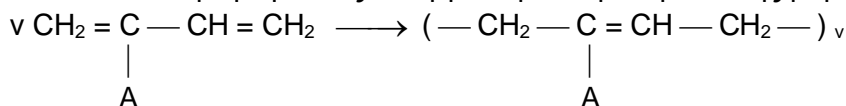


όπου το A μπορεί να είναι:

- υδρογόνο H:  $\nu\text{CH}_2=\text{CH}_2 \longrightarrow (\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-})_\nu$  πολυαιθυλένιο (PE)
- χλώριο Cl:  $\nu\text{CH}_2=\underset{\text{Cl}}{\text{CH}} \longrightarrow (\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}\text{-})_\nu$  πολυβινυλοχλωρίδιο (PVC)
- μεθύλιο  $\text{CH}_3\text{-}$ :  $\nu\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \longrightarrow (\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-})_\nu$  πολυπροπυλένιο (PP)
- κυάνιο  $\text{CN-}$ :  $\nu\text{CH}_2=\underset{\text{CN}}{\text{CH}} \longrightarrow (\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{CN}}{\text{CH}}\text{-})_\nu$  πολυακρυλονιτρίλιο
- φαινύλιο:   $\nu\text{CH}_2=\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} \longrightarrow (\text{-CH}_2\text{-}\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}\text{-})_\nu$  πολυστυρόλιο  
 ή  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-}$   

### Πολυμερισμός 1-4

Αφορά τα **αλκαδιένια** και τα παράγωγά τους και η γενική αντίδραση είναι της μορφής:



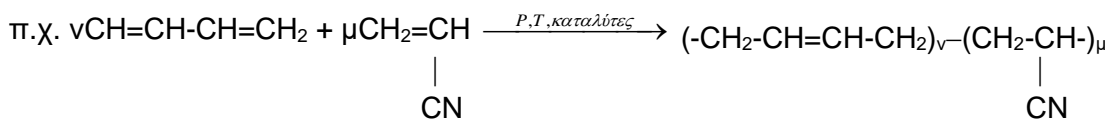
όπου το A μπορεί να είναι:

- υδρογόνο H-:  $v \text{ CH}_2 = \underset{\text{H}}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 \longrightarrow \left( -\text{CH}_2 - \underset{\text{H}}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \right)_v$   
 1,3-βουταδιένιο Buna (τεχνητό καουτσούκ)
- χλώριο Cl-:  $v \text{ CH}_2 = \underset{\text{Cl}}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 \longrightarrow \left( -\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \right)_v$   
 χλωροπρένιο νεοπρένιο (τεχνητό καουτσούκ)
- μεθύλιο CH<sub>3</sub>-:  $v \text{ CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2 \longrightarrow \left( -\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \right)_v$   
 ισοπρένιο φυσικό και συνθετικό καουτσούκ (cis δομή)  
γουταπέρκα (trans δομή)

### Συμπολυμερισμός

Κατά τη διαδικασία αυτή συμμετέχουν στα αντιδρώντα δύο (ή περισσότερα) είδη μονομερών.

- Στην περίπτωση που τα μονομερή είναι το ακρυλονιτρίλιο και το 1,3-βουταδιένιο τότε το πολυμερές ονομάζεται **Buna-N** και είναι τεχνητό καουτσούκ.



όπου τα μονομερή εναλλάσσονται με τυχαίο τρόπο στο μόριο του πολυμερούς.

- Στην περίπτωση που τα μονομερή είναι το στυρόλιο και το 1,3-βουταδιένιο τότε το πολυμερές ονομάζεται **Buna-S** και είναι τεχνητό καουτσούκ.

## 5. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Ως οξείδωση ορίζουμε την αύξηση του αριθμού οξείδωσης (Α.Ο.) ενός ατόμου ή ιόντος, ενώ ως αναγωγή τη μείωση του αριθμού οξείδωσης ενός ατόμου ή ιόντος.

**Κατά την οξείδωση του C έχουμε μείωση του ηλεκτρονιακού νέφους (σχηματισμός δεσμών C-O, C-N, C-X ή διάσπαση δεσμών C-H).**

**Κατά την αναγωγή του C έχουμε αύξηση του ηλεκτρονιακού νέφους (σχηματισμός δεσμών C-H ή διάσπαση δεσμών C-O, C-N, C-X).**

Στις αντιδράσεις οξείδωσης τα συνήθη οξειδωτικά μέσα που χρησιμοποιούνται στις οργανικές αντιδράσεις είναι:

A) το όξινο, με H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, υδατικό διάλυμα υπερμαγγανικού καλίου (KMnO<sub>4</sub>/H<sup>+</sup>)-ιώδες χρώμα

B) το όξινο, με H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, υδατικό διάλυμα διχρωμικού καλίου (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>/H<sup>+</sup>)-πορτοκαλί χρώμα.

Κατά την οξείδωση μιας οργανικής ένωσης σε όξινο διάλυμα KMnO<sub>4</sub>, τα υπερμαγγανικά ανιόντα MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> μετατρέπονται σε κατιόντα Mn<sup>+2</sup> και το διάλυμα από ιώδες που ήταν αποχρωματίζεται.

Κατά την οξείδωση μιας οργανικής ένωσης σε όξινο διάλυμα K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, τα διχρωμικά ανιόντα Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>-2</sup> μετατρέπονται σε κατιόντα Cr<sup>+3</sup> και το διάλυμα από πορτοκαλί γίνεται πράσινο.

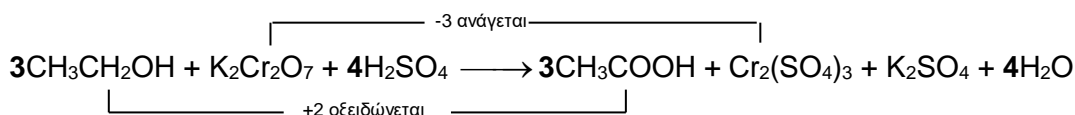
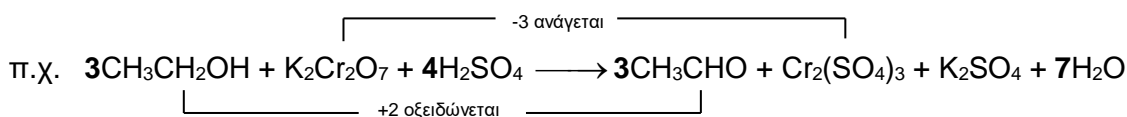
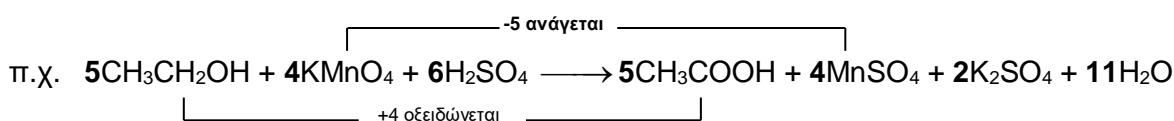
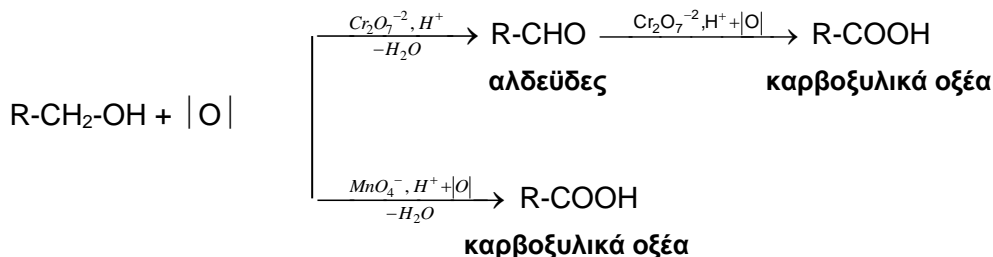
Αντιδράσεις οξείδωσης δίνουν οι **αλκοόλες (πρωτοταγείς, δευτεροταγείς)** και οι **αλδεΰδες**.

## I. Οξείδωση αλκοολών

### ➤ Πρωτοταγείς αλκοόλες

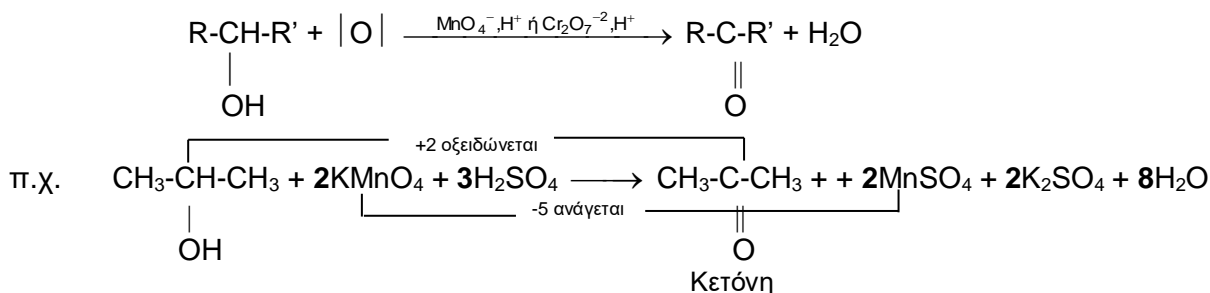
Οι πρωτοταγείς αλκοόλες οξειδώνονται προς αλδεΐδες και αυτές με τη σειρά τους σε καρβοξυλικά οξέα. Αυτό πραγματοποιείται:

**Το όξινο διάλυμα  $\text{KMnO}_4$  είναι ισχυρότερο οξειδωτικό μέσο από το διάλυμα  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  και οδηγεί αποκλειστικά στην παραγωγή καρβοξυλικών οξέων.**



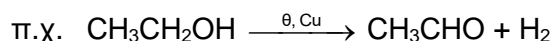
### ➤ Δευτεροταγείς αλκοόλες

Οι δευτεροταγείς αλκοόλες οξειδώνονται προς **ΚΕΤΟΝΕΣ**.



### ➤ Τριτοταγείς αλκοόλες: δεν οξειδώνονται χωρίς διάσπαση της ανθρακικής αλυσίδας

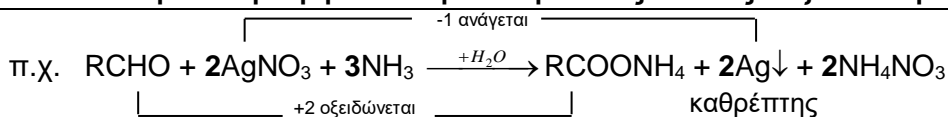
**Οι αλκοόλες οξειδώνονται προς καρβονυλικές ενώσεις και με θέρμανση παρουσία Cu.**



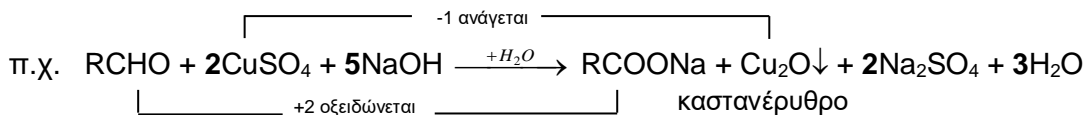
## II. Οξείδωση αλδεΐδων

Η αλδεΐδες οξειδώνονται πολύ εύκολα προς καρβοξυλικά οξέα. Εκτός από τα συνήθη οξειδωτικά μέσα όπως το όξινο διάλυμα  $\text{KMnO}_4$  και το όξινο διάλυμα  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , οι αλδεΐδες οξειδώνονται προς καρβοξυλικά οξέα και με πιο ήπια οξειδωτικά μέσα όπως είναι το **αντιδραστήριο Tollens** και το **αντιδραστήριο Fehling (φελλίγειο υγρό)**.

α) Το **αντιδραστήριο Tollens** είναι αμμωνιακό διάλυμα  $\text{AgNO}_3$ . Κατά την οξείδωση μιας αλδεΐδης τα ιόντα  $\text{Ag}^+$  ανάγονται σε  $\text{Ag}^0$  με αποτέλεσμα ο άργυρος που κατακάθεται σχηματίζει στα τοιχώματα του δοχείου καθρέπτη (κάτοπτρο Ag).

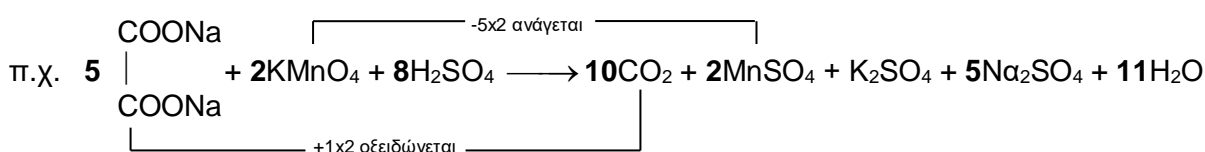
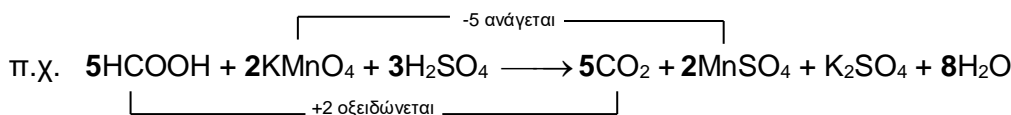


β) Το **αντιδραστήριο Fehling** είναι βαθύ μπλε διάλυμα NaOH που περιέχει δισθενή Cu. Κατά την οξείδωση μιας αλδεύδης τα ιόντα  $\text{Cu}^{+2}$  ανάγονται σε  $\text{Cu}^{+1}$  σχηματίζοντας καστανέρυθρο ίζημα οξειδίου του χαλκού ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ).



### III. Οξείδωση οξέων και αλάτων τους

Τα μόνα καρβοξυλικά οξέα που οξειδώνονται χωρίς διάσπαση της ανθρακικής τους αλυσίδας είναι το μεθανικό οξύ και τα άλατά του (με Na ή K) και το αιθανοδιικό (οξαλικό) οξύ και τα άλατά του (με Na ή K). Η οξείδωσή τους οδηγεί στην παραγωγή  $\text{CO}_2$  το οποίο προκαλεί θόλωμα στο ασβεστόνερο [υδατικό διάλυμα  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] και πραγματοποιείται με τα γνωστά οξειδωτικά μέσα  $\text{KMnO}_4$  και  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  παρουσία  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

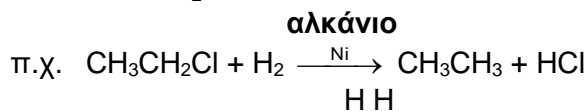


**Προσοχή!** Στην περίπτωση της οξείδωσης της μεθανόλης ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) με  $\text{KMnO}_4$  παρουσία  $\text{H}_2\text{SO}_4$  το τελικό προϊόν είναι το  $\text{CO}_2$ .

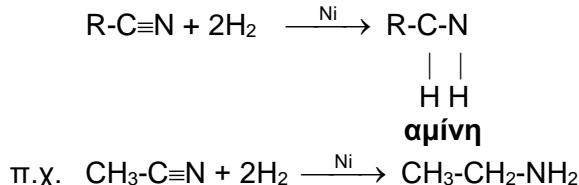
### 6. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΑΝΑΓΩΓΗΣ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ

Η καταλυτική υδρογόνωση των αλκενίων, αλκινίων, αλδευδών, κετονών, νιτριλίων (προσθήκη στο διπλό ή τριπλό δεσμό) αποτελεί αντίδραση αναγωγής. Στην κατηγορία αυτή περιλαμβάνονται και η **καταλυτική υδρογόνωση των αλκυλαλογονιδίων**.

- Καταλυτική υδρογόνωση αλκυλαλογονιδίων:  $\text{R-X} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}} \text{R-H} + \text{HX}$



- Προσθήκη υδρογόνου  $\text{H}_2$ :



### 7. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΣΤΙΣ ΟΠΟΙΕΣ ΟΙ ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΔΡΟΥΝ ΩΣ ΟΞΕΑ

Σε αυτή την κατηγορία οργανικών αντιδράσεων περιλαμβάνονται οι ενώσεις εκείνες που δρουν ως δότες πρωτονίων ( $\text{H}^+$ ) κατά Bronsted-Lowry. Τέτοιες ενώσεις είναι:

- τα καρβοξυλικά οξέα ( $R-COOH$ ),
- οι φαινόλες ( $C_6H_5-OH$ ),
- οι αλκοόλες ( $R-OH$ ) και
- τα αλκίνια με ακραίο τριπλό δεσμό ( $R-C\equiv CH$ ) (περιέχουν ακετυλενικό H).

**I. Αντιδρούν με μέταλλα των αλκαλίων (Na, K) και παράγουν αντίστοιχα άλατα και αέριο υδρογόνο:**

- Τα καρβοξυλικά οξέα:  $2R-COOH + 2Na \longrightarrow 2R-COONa + H_2$   
Καρβοξυλικό άλας  
π.χ.  $2CH_3COOH + 2Na \longrightarrow 2CH_3COONa + H_2$
  - Οι φαινόλες:  $2C_6H_5-OH + 2Na \longrightarrow 2C_6H_5-ONa + H_2$   
Φαινολικό άλας
  - Οι αλκοόλες:  $2R-OH + 2Na \longrightarrow 2R-ONa + H_2$   
Αλκοολικό άλας  
π.χ.  $2CH_3CH_2OH + 2Na \longrightarrow 2CH_3CH_2ONa + H_2$
  - Τα αλκίνια με ακραίο τριπλό δεσμό  $2R-C\equiv CH + 2Na \longrightarrow 2R-C\equiv CNa + H_2$   
καρβίδιο  
π.χ.  $2CH_3C\equiv CH + 2Na \longrightarrow 2CH_3C\equiv CNa + H_2$   
προπινίδιο του νατρίου
- Προσοχή!**  $HC\equiv CH + 2Na \longrightarrow NaC\equiv CNa + H_2$   
(το ακετυλένιο έχει 2 ακετυλενικά H)

**II. Αντιδρούν με καυστικά αλκάλια και παράγουν τα αντίστοιχα άλατα και νερό (αντιδράσεις εξουδετέρωσης):**

- Τα καρβοξυλικά οξέα:  $R-COOH + NaOH \longrightarrow R-COONa + H_2O$   
π.χ.  $CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$
- Οι φαινόλες:  $C_6H_5-OH + NaOH \longrightarrow C_6H_5-ONa + H_2O$

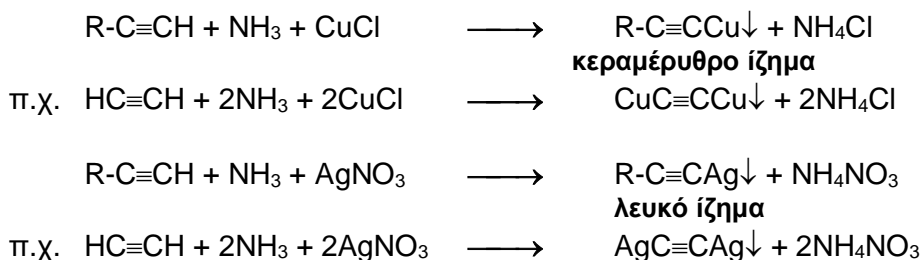
**III. Αντιδρούν με ανθρακικά άλατα των αλκαλίων ( $Na_2CO_3$ ,  $K_2CO_3$ ) και παράγουν τα αντίστοιχα άλατα και  $CO_2$ :**

- Τα καρβοξυλικά οξέα:  $2R-COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2R-COONa + CO_2 + H_2O$   
π.χ.  $2CH_3COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2CH_3COONa + CO_2 + H_2O$

**IV. Αντιδρούν με αμμωνία ( $NH_3$ ) και σχηματίζουν αμμωνιακά άλατα:**

- Τα καρβοξυλικά οξέα:  $R-COOH + NH_3 \longrightarrow R-COONH_4$   
π.χ.  $CH_3COOH + NH_3 \longrightarrow CH_3COONH_4$

**V. Τα αλκίνια με ακραίο τριπλό δεσμό (δηλαδή με ακετυλενικό H) αντιδρούν με αμμωνιακό ή αλκοολικό διάλυμα  $CuCl$  ή  $AgNO_3$  και παράγουν κεραμέρυθρο ή λευκό ίζημα αντίστοιχα:**



**Παρατήρηση:** Από τα παραπάνω οξέα μόνο τα καρβοξυλικά και οι φαινόλες έχουν σταθερές ιοντικής ισορροπίας μεγαλύτερες του νερού ( $K_a > 10^{-14}$  στους  $25^\circ\text{C}$ ) με αποτέλεσμα όταν διαλυθούν σε νερό να ιοντίζονται ως ασθενή οξέα. Οι αλκοόλες και τα αλκίνια με ακετυλενικό υδρογόνο πρακτικά δεν ιοντίζονται στο νερό. Γενικά η σειρά κατά φθίνουσα ισχύ είναι:

**καρβοξυλικά οξέα > φαινόλες > νερό > αλκοόλες > αλκίνια (με ακετυλενικό Η)**

## 8. ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ ΣΤΙΣ ΟΠΟΙΕΣ ΟΙ ΟΡΓΑΝΙΚΕΣ ΕΝΩΣΕΙΣ ΔΡΟΥΝ ΩΣ ΒΑΣΕΙΣ

Σε αυτή την κατηγορία αντιδράσεων περιλαμβάνονται οι ενώσεις που δρουν ως δέκτες πρωτονίων ( $\text{H}^+$ ) κατά Bronsted-Lowry. Τέτοιες ενώσεις είναι:

- οι **αμίνες** ( $\text{R-NH}_2$  πρωτοταγείς,  $\text{R-NH-R}'$  δευτεροταγείς,  $\text{R-N-R}'$  τριτοταγείς),  

$$\begin{array}{c} | \\ \text{R}'' \end{array}$$
- τα **φαινυλοξυανιόντα** ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{-O}^-$ )
- τα **ανιόντα ακετυλενιδίου** ( $\text{R-C}\equiv\text{C}^-$ ),
- τα **αλκοξυανιόντα** ( $\text{R-O}^-$ )
- τα **καρβοξυλικά ανιόντα** ( $\text{R-COO}^-$ ) και
- τα **ανιόντα των οργανομαγνησιακών ενώσεων** ( $\text{R}^-$ )

### I. Αποσπούν πρωτόνιο ( $\text{H}^+$ ) από το νερό:

- Οι οργανομαγνησιακές ενώσεις:  $\text{R-MgX} + \text{H-OH} \longrightarrow \text{R-H} + \text{Mg(OH)X}$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{MgCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_4 + \text{Mg(OH)Cl}$
- Τα καρβίδια:  $\text{R-C}\equiv\text{CNa} + \text{H-OH} \longrightarrow \text{R-C}\equiv\text{CH} + \text{NaOH}$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CNa} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH} + \text{NaOH}$
- Τα αλκοολικά άλατα:  $\text{R-ONa} + \text{H-OH} \longrightarrow \text{R-OH} + \text{NaOH}$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{NaOH}$

### II. Αντιδρούν με ισχυρά ανόργανα οξέα ( $\text{HCl}$ , $\text{HBr}$ ) και καρβοξυλικά οξέα:

- Οι αμίνες:  $\text{R-NH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{RNH}_3^+\text{Cl}^-$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$   
 $\text{R-NH}_2 + \text{R}'\text{-COOH} \longrightarrow \text{R}'\text{-COO}^-\text{NH}_3^+\text{R}$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCOOH} \longrightarrow \text{HCOONH}_3\text{CH}_3$
- Τα καρβοξυλικά ανιόντα:  $\text{R-COO}^- + \text{HCl} \longrightarrow \text{RCOOH} + \text{Cl}^-$   
 π.χ.  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}^-$

**Παρατήρηση:** Από τις παραπάνω βάσεις τα αλκοξυανιόντα και τα ανιόντα ακετυλενιδίου δρουν ως ισχυρές βάσεις (συζυγείς των πολύ ασθενών αντιστοιχων οξέων). Γενικά η σειρά κατά φθίνουσα ισχύ είναι:

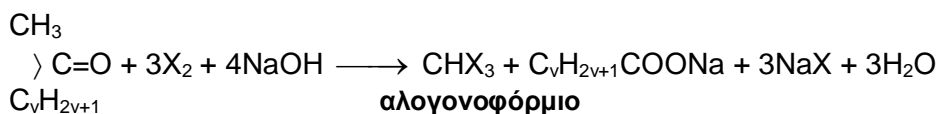
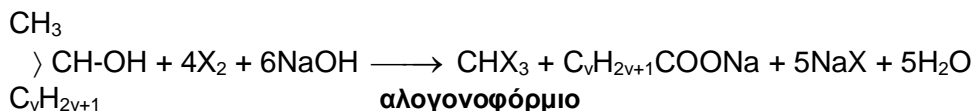
$\text{R}^- > \text{R-C}\equiv\text{C}^- > \text{R-O}^- > \text{OH}^- > \text{R-NH}_2 > \text{C}_6\text{H}_5\text{-O}^- > \text{R-COO}^-$

**9. ΑΛΟΓΟΝΟΦΟΡΜΙΚΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗ**

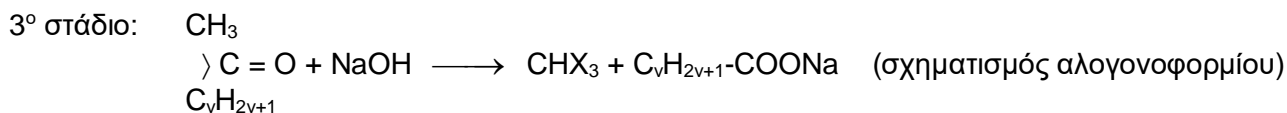
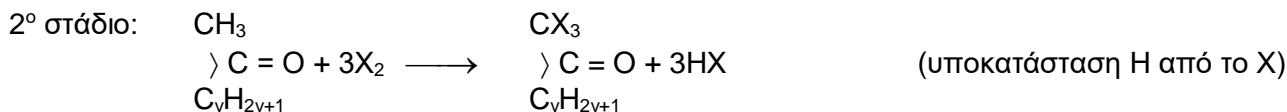
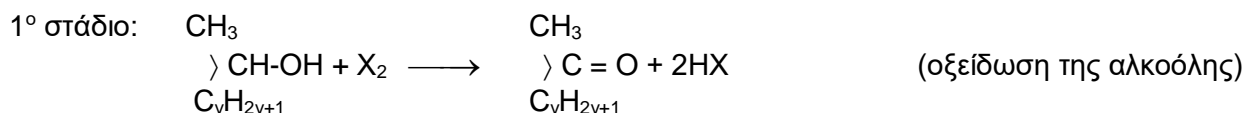
Την αντίδραση αυτή πραγματοποιούν:

- α) οι κορεσμένες μονοσθενείς αλκοόλες της μορφής:  
είναι όλες δευτεροταγείς εκτός της  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  ( $v=0$ )
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C}_v\text{H}_{2v+1} \end{array} \text{CH-OH} \quad v \geq 0$$
- β) οι καρβονυλικές ενώσεις της μορφής:  
είναι όλες κετόνες εκτός της  $\text{CH}_3\text{CHO}$  ( $v=0$ )
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{C}_v\text{H}_{2v+1} \end{array} \text{C=O} \quad v \geq 0$$

με διάλυμα κάποιου αλογόνου  $\text{X}_2$  ( $\text{I}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ) παρουσία  $\text{NaOH}$  ή  $\text{KOH}$ .



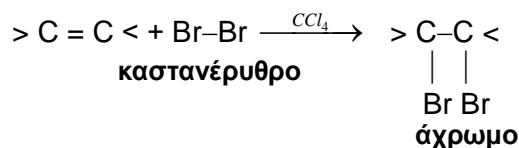
Η αλογονοφορμική αντίδραση πραγματοποιείται στα εξής στάδια:



**Παρατήρηση:** Στην περίπτωση που το αλογόνο είναι το ιώδιο ( $\text{I}_2$ ) τότε παράγεται το ιωδοφόρμιο ( $\text{CHI}_3$ ) το οποίο κατακάθεται ως ίζημα (κίτρινο χρώμα).

**10. ΔΙΑΚΡΙΣΕΙΣ – ΤΑΥΤΟΠΟΙΗΣΕΙΣ****A. Υδρογονάνθρακες**

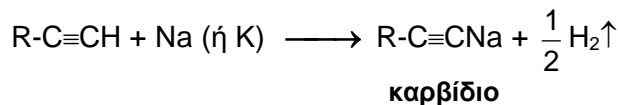
I. Για να διακρίνουμε έναν ακόρεστο H/C από έναν κορεσμένο επιδρούμε με διάλυμα  $\text{Br}_2$  σε  $\text{CCl}_4$  οπότε αν ο H/C είναι ακόρεστος παρατηρείται **αποχρωματισμός του καστανοκόκκινου διαλύματος**:



II. Για να διακρίνουμε έναν ακόρεστο H/C με ακραίο τριπλό δεσμό ( $\text{R-C}\equiv\text{CH}$ ) από έναν άλλο ακόρεστο (ή κορεσμένο) επιδρούμε με αμμωνιακό διάλυμα  $\text{CuCl}$  οπότε αν ο H/C έχει τριπλό δεσμό παρατηρείται **κατακάλυψη ιζήματος**:



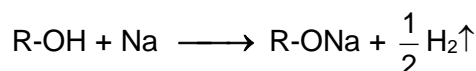
Η ίδια διάκριση μπορεί να συμβεί και με την αντίδραση:



όπου παρατηρείται **έκλυση αερίου H<sub>2</sub>**.

## B. Αλκοόλες – Αιθέρες

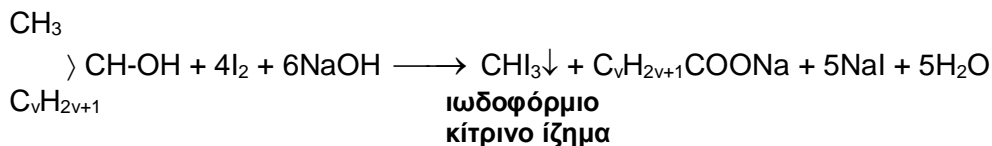
I. Για να διακρίνουμε μια αλκοόλη από έναν αιθέρα επιδρούμε με μεταλλικό νάτριο, οπότε αν η ένωση είναι αλκοόλη παράγεται αέριο H<sub>2</sub> σύμφωνα με την αντίδραση:



II. Για να διακρίνουμε μια τριτοταγή αλκοόλη από μια δευτεροταγή ή πρωτοταγή επιδρούμε με όξινο **διάλυμα KMnO<sub>4</sub>** οπότε η τριτοταγής αλκοόλη δεν οξειδώνεται και το διάλυμα **δεν αλλάζει το χρώμα του**.

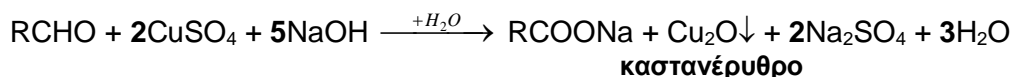
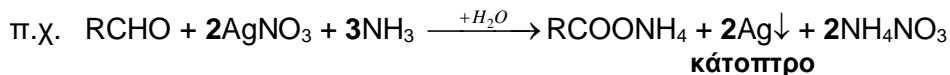
III. Η διάκριση μιας αλκοόλης της μορφής:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{OH}$  με  $n \geq 0$

η οποία είναι και δευτεροταγής (εκτός της CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH) πραγματοποιείται με τη βοήθεια της αλογονοφορμικής αντίδρασης με αλκαλικό (NaOH) διάλυμα I<sub>2</sub>, όπου παράγεται το ιωδοφόρμιο το οποίο είναι **κίτρινο ίζημα**:



## Γ. Αλδεΐδες – Κετόνες

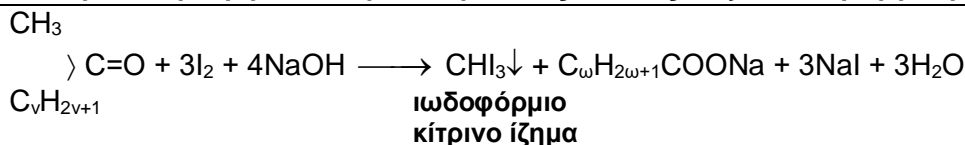
I. Η διάκριση μιας αλδεΐδας από μια κετόνη γίνεται με την επίδραση των αντιδραστηρίων Fehling ή Tollens όπου μια αλδεΐδη οξειδώνεται παράγοντας κάποιο ίζημα ενώ μια κετόνη όχι.



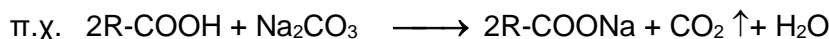
II. Η διάκριση μιας κετόνης της μορφής:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1} - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} = \text{O}$  με  $n \geq 0$

από άλλες κετόνες (εκτός της CH<sub>3</sub>CHO) πραγματοποιείται με τη βοήθεια της αλογονοφορμικής αντίδρασης με αλκαλικό (NaOH) διάλυμα I<sub>2</sub>, όπου παράγεται το ιωδοφόρμιο το οποίο είναι κίτρινο ίζημα:

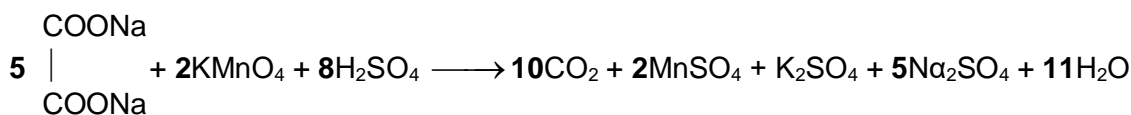
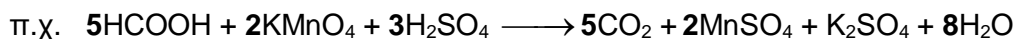


**Δ. Οξέα – Εστέρες**

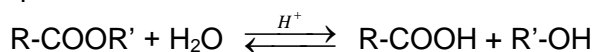
- I. Η διάκριση ενός οξέως από έναν εστέρα μπορεί να γίνει με δύο τρόπους:
- το οξύ αλλάζει το χρώμα των δεικτών π.χ. το βάμμα του ηλιοτροπίου από κυανό σε κόκκινο.
  - το οξύ αντιδρά με ανθρακικά άλατα παράγοντας αέριο  $\text{CO}_2$ .



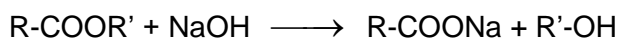
- II. Το μεθανικό και το οξαλικό οξύ διακρίνονται από όλα τα υπόλοιπα οξέα διότι είναι τα μόνα που οξειδώνονται συνεπώς όταν επιδράσουν με όξινο **διάλυμα  $\text{KMnO}_4$**  το διάλυμα **αποχρωματίζεται**.



- III. Η ταυτοποίηση ενός εστέρα μπορεί να γίνει με δύο τρόπους:
- με υδρόλυση αυτού:



- με σαπωνοποίηση του εστέρα με διάλυμα  $\text{NaOH}$  ή  $\text{KOH}$



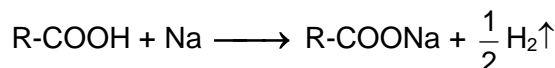
οπότε σε κάθε περίπτωση ταυτοποιούνται τα προϊόντα της αντίδρασης.

**Ε. Αλκοόλες - Φαινόλες – Εστέρες**

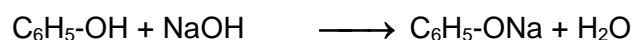
Τα τρία είδη ενώσεων παρουσιάζουν όξινη συμπεριφορά αφού μπορούν να δώσουν ιόντα  $\text{H}^+$ .

Όμως επειδή:  $K_a(\text{αλκοολών}) < K_a(\text{φαινολών}) < K_{a(\text{H}_2\text{CO}_3)} < K_a(\text{μονοκαρβονικών οξέων})$  **τότε:**

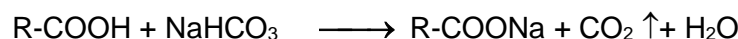
- οι αλκοόλες αντιδρούν με μεταλλικό  $\text{Na}$  αλλά δεν δημιουργούν όξινα διαλύματα  $K_a(\text{αλκοολών}) \approx 10^{-16}$



- οι φαινόλες δημιουργούν όξινα διαλύματα  $K_a(\text{φαινολών}) \approx 10^{-10}$  π.χ. αντιδρώντας με  $\text{NaOH}$ :



- τα μονοκαρβονικά οξέα μπορούν να αντιδράσουν και με ανθρακικά άλατα παράγοντας αέριο  $\text{CO}_2$ :



## ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ

### ΟΞΕΙΔΩΣΗ – ΑΝΑΓΩΓΗ

Αρχικά ως **οξειδωση** θεωρούνταν η ένωση ενός στοιχείου με το οξυγόνο (O<sub>2</sub>) ή η αφαίρεση υδρογόνου (H) από μια ένωση. Αργότερα η οξειδωση απέκτησε μια ευρύτερη έννοια με αποτέλεσμα να θεωρείται ότι ένα στοιχείο (ή ιόν) οξειδώνεται όταν αποβάλλει ηλεκτρόνια.

Αντίστοιχα ως **αναγωγή** θεωρούνταν η ένωση ενός στοιχείου με το υδρογόνο (H<sub>2</sub>) ή η αφαίρεση οξυγόνου από μια ένωση. Αργότερα θεωρήθηκε ότι ένα στοιχείο (ή ιόν) ανάγεται όταν προσλαμβάνει ηλεκτρόνια.

Επειδή όμως στις χημικές αντιδράσεις δεν παρατηρείται πάντα αποβολή ή πρόσληψη ηλεκτρονίων (π.χ. κατά τη διαδικασία σχηματισμού ομοιοπολικών ενώσεων) ως:

- **Οξειδωση στοιχείου ή ιόντος θεωρείται η αύξηση του αριθμού οξειδωσής του.**
- **Αναγωγή στοιχείου ή ιόντος θεωρείται η ελάττωση του αριθμού οξειδωσής του.**

Για παράδειγμα στην χημική αντίδραση:  $C_{(s)}^0 + O_{2(g)}^0 \longrightarrow C^4+O_{2(g)}^{2-}$

ο αριθμός οξειδωσής του άνθρακα αυξάνεται από 0 σε +4, άρα οξειδώνεται, ενώ του O ελαττώνεται από 0 σε -2, άρα ανάγεται.

### ΑΡΙΘΜΟΣ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ

Ως αριθμό οξειδωσής (Α.Ο.) ορίζουμε το ηλεκτρικό φορτίο που έχει ένα άτομο πραγματικά (σε μια ετεροπολική ένωση) ή που φαίνεται να έχει (σε μια ομοιοπολική ένωση), αν θεωρήσουμε τους εξής δύο κανόνες:

- A. στις ιοντικές ενώσεις, ο αριθμός οξειδωσής είναι ίσος με το πραγματικό φορτίο των ιόντων,
- B. στις ομοιοπολικές ενώσεις, τα κοινά ηλεκτρόνια των ζευγών σε μόρια ανόμοιων ατόμων ανήκουν στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο.

**Ηλεκτραρνητικότητα** είναι η τάση ενός στοιχείου να έλκει τα ηλεκτρόνια.

Σειρά ηλεκτραρνητικότητας για τα κύρια αμέταλλα: **F > O > N, Cl > Br > S, I, C > P > H**

Οι κυριότεροι κανόνες εύρεσης του αριθμού οξειδωσής είναι οι εξής:

- Όλα τα στοιχεία σε ελεύθερη κατάσταση έχουν Α.Ο. 0.
- Στις ετεροπολικές ενώσεις ο Α.Ο. συμπίπτει με το φορτίο των ιόντων.
- Το H στις ενώσεις του έχει Α.Ο. +1, εξαίρεση αποτελούν τα υδρίδια των μετάλλων (NaH, CaH<sub>2</sub>) όπου ο Α.Ο. είναι -1.
- Το O στις ενώσεις του έχει Α.Ο. -2, εξαίρεση αποτελούν το οξείδιο του φθορίου OF<sub>2</sub> όπου ο Α.Ο. είναι +2 και τα υπεροξείδια (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) όπου ο Α.Ο. είναι -1.
- Το F στις ενώσεις του έχει Α.Ο. -1.
- Τα αλκάλια (Na, K) στις ενώσεις τους έχουν Α.Ο. +1.
- Οι αλκαλικές γαίες (Ca, Mg, Ba) στις ενώσεις τους έχουν Α.Ο. +2.
- Το αλγεβρικό άθροισμα των Α.Ο. των στοιχείων μιας ένωσης είναι ίσο με το 0.
- Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξειδωσής όλων των πολυατομικών ιόντων είναι ίσος με το φορτίο του ιόντος.

Με την χρήση των αριθμών οξειδωσής γίνεται πιο εύκολη η γραφή των χημικών ενώσεων όπως και η εύρεση των συντελεστών στις χημικές αντιδράσεις. Οι αριθμοί οξειδωσής των κυριοτέρων στοιχείων είναι οι εξής:

ΑΡΙΘΜΟΙ ΟΞΕΙΔΩΣΗΣ			
Μέταλλα		Αμέταλλα	
Li, Na, K, Ag	+1	F	-1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2	H	+1 (-1 στα υδρίδια)
Al, Au	+3	O	-2 (+2 στο OF <sub>2</sub> -1 στα υπεροξειδία)
Cu, Hg	+1, +2	Cl, Br, I	-1 (+1, +3, +5, +7 στις οξυγονούχες ενώσεις)
Fe, Co, Ni	+2, +3		
Sn, Pb, Pt	+2, +4	S	-2, (+4, +6)
Cr	+3, +6	N, P	-3, (+3, +5)
Mn	+2, +4, +7	C, Si	-4, ..., +4

### ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΑ ΙΟΝΤΑ (ΡΙΖΕΣ)

Πολυατομικά ιόντα ή ρίζες ονομάζονται οι ακόρεστες ομάδες ατόμων που προκύπτουν από μόρια χημικών ενώσεων από τα οποία έχουν αποσπαστεί ένα ή περισσότερα άτομα ή ιόντα.

π.χ. NH<sub>3</sub> (αμμωνία) + H<sup>+</sup> (κατιόν) → NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ρίζα αμμώνιο

Οι κυριότερες ρίζες είναι οι εξής:

ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ ΤΩΝ ΚΥΡΙΟΤΕΡΩΝ ΠΟΛΥΑΤΟΜΙΚΩΝ ΙΟΝΤΩΝ			
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	νιτρώδες	ClO <sup>-</sup>	υποχλωριώδες
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	νιτρικό	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	χλωριώδες
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	θειώδες	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	χλωρικό
PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	φωσφορώδες	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	υπερχλωρικό
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	θειικό	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	όξινο θειικό
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	ανθρακικό	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	όξινο ανθρακικό
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	φωσφορικό	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	όξινο φωσφορικό
OH <sup>-</sup>	υδροξείδιο	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	υπερμαγγανικό
CN <sup>-</sup>	κυάνιο	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	διχρωμικό
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	αμμώνιο	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	χρωμικό

**ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΕΣ – ΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΟΥΣΙΕΣ**

- Ως **οξειδωτική** θεωρείται η ουσία (στοιχείο, ιόν ή χημική ένωση) η οποία μπορεί να προκαλέσει **οξειδωση** (δηλαδή αύξηση του Α.Ο.). Για να μπορεί να συμβεί αυτό θα πρέπει η οξειδωτική ουσία να περιέχει κάποιο άτομο το οποίο να μπορεί να ελαττώσει τον Α.Ο. του δηλαδή να **αναχθεί**.

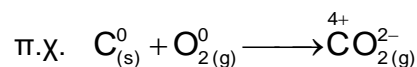
Αντίστοιχα:

- Ως **αναγωγική** θεωρείται η ουσία (στοιχείο, ιόν ή χημική ένωση) η οποία μπορεί να προκαλέσει **αναγωγή** (δηλαδή ελάττωση του Α.Ο.). Για να μπορεί να συμβεί αυτό θα πρέπει η αναγωγική ουσία να περιέχει κάποιο άτομο το οποίο να μπορεί να αυξήσει τον Α.Ο. του δηλαδή να **οξειδωθεί**.

<b>ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΑ</b>	<b>ΑΝΑΓΩΓΙΚΑ</b>
<b>Τα αμέταλλα</b> (κατά φθίνουσα δραστηριότητα): $F_2, O_3, Cl_2, Br_2, O_2, I_2, S$ π.χ. $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-, O_2 \rightarrow 2O^{2-}$	<b>Τα μέταλλα</b> (κατά φθίνουσα δραστηριότητα): $K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H_2, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au$ π.χ. $K \rightarrow K^+, Zn \rightarrow Zn^{2+}$ <b>Κάποια αμέταλλα:</b> $H_2, C, S, P$ π.χ. $C^0 \rightarrow CO_2^{4+}, H_2 \rightarrow H_2^+O$
<b>Τα οξειδία:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>αμετάλλων: <math>S^{4+}O_2 \rightarrow S^0</math></li> <li>μετάλλων: <math>Cu^{2+}O, Hg^{2+}O \rightarrow Cu^0, Hg^0</math>  <math>Mn^{4+}O, Pb^{4+}O \rightarrow \text{άλατα } Mn^{2+}, Pb^{2+}</math></li> <li>υπεροξειδία: <math>H_2O_2^{-} \rightarrow H_2O^{2-}</math></li> </ul>	<b>Τα οξειδία</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>αμετάλλων π.χ. <math>CO^{2+} \rightarrow CO_2^{4+}, SO_2^{4+} \rightarrow SO_3^{6+}</math></li> <li>μετάλλων π.χ. <math>Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}, Cu^+ \rightarrow Cu^{2+}</math>, με τον κατώτερο Α.Ο.</li> <li>υπεροξειδία: <math>H_2O_2^{-} \rightarrow O_2</math></li> </ul>
<b>Τα οξέα:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li><math>HNO_3^{5+}</math> πυκνό <math>\rightarrow NO_2^{4+}</math></li> <li><math>HNO_3^{5+}</math> αραιό <math>\rightarrow NO^{2+}</math></li> <li><math>H_2SO_4^{6+}</math> πυκνό κ' θερμό <math>\rightarrow SO_2^{4+}</math></li> </ul>	<b>Τα οξέα:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li><math>2HX^{-} \rightarrow X_2</math> (X: Cl, Br, I)  <math>H_2S^{2-} \rightarrow S^0</math></li> <li>-ώδη οξέα <math>\rightarrow</math> -ικά οξέα            π.χ. <math>HNO_2^{3+} \rightarrow HNO_3^{5+}, H_2SO_3^{4+} \rightarrow H_2SO_4^{6+}</math></li> </ul>
<b>Τα άλατα:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li><math>KMnO_4^{7+} + H^+ \rightarrow \text{άλας } Mn^{2+}</math></li> <li><math>K_2Cr_2O_7^{6+} + H^+ \rightarrow \text{άλας } Cr^{3+}</math></li> <li>άλατα μετάλλων με το μεγαλύτερο Α.Ο.            π.χ. <math>Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}</math></li> </ul>	<b>Τα άλατα:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Αλογονούχα άλατα: <math>NaX^{-} \text{ (ή } KX^{-}) \rightarrow X_2</math></li> <li>Θειούχα άλατα: <math>Na_2S^{2-} \rightarrow S^0</math></li> <li>-ώδη άλατα <math>\rightarrow</math> -ικά άλατα π.χ. <math>KNO_2^{3+} \rightarrow KNO_3^{5+}</math></li> <li>άλατα που περιέχουν μέταλλα με τον μικρότερο Α.Ο. π.χ. <math>Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}, Cu^+ \rightarrow Cu^{2+}</math></li> </ul>
	<b>Βάσεις:</b> $NH_3^{3-} \rightarrow N_2^0$

**ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ**

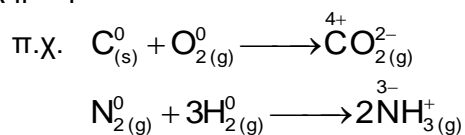
Στις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις κάποιο στοιχείο από τα αντιδρώντα οξειδώνεται και ταυτόχρονα κάποιο άλλο ανάγεται. **Οξειδωση** ονομάζεται η αύξηση του αριθμού οξειδωσης ενός στοιχείου, ενώ **αναγωγή** ονομάζεται η ελάττωση του αριθμού οξειδωσης ενός στοιχείου. Αντίστοιχα μια ουσία ονομάζεται **οξειδωτική** όταν προκαλεί την οξειδωση ενός στοιχείου και η ίδια η ουσία ανάγεται, ενώ μια ουσία ονομάζεται **αναγωγική** όταν προκαλεί την αναγωγή ενός στοιχείου και η ίδια η ουσία οξειδώνεται.



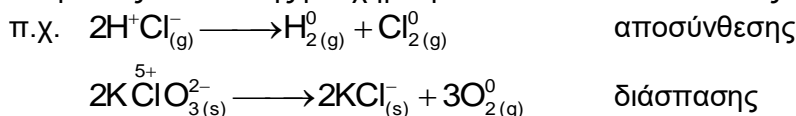
Στην παραπάνω αντίδραση ο Α.Ο. του C αυξάνει από 0 σε +4, άρα οξειδώνεται, ενώ ο Α.Ο. του O ελαττώνεται από 0 σε -2, άρα ανάγεται. Συνεπώς ο C προκαλεί την αναγωγή του O, άρα είναι αναγωγικό σώμα, ενώ το O προκαλεί την οξειδωση του C, άρα είναι οξειδωτικό σώμα.

**A. Αντιδράσεις σύνθεσης**

Στις αντιδράσεις σύνθεσης δύο ή και περισσότερες χημικές ουσίες ενώνονται και σχηματίζουν μια νέα χημική ουσία.

**B. Αντιδράσεις αποσύνθεσης-διάσπασης**

Στις αντιδράσεις αποσύνθεσης μια χημική ουσία διασπάται στα στοιχεία που την αποτελούν, ενώ στις αντιδράσεις διάσπασης μια χημική ουσία διασπάται σε άλλες απλούστερες.

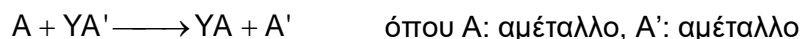


**Παρατήρηση:** Κάποιες αντιδράσεις σύνθεσης (αντιδράσεις οξειδίων με το  $\text{H}_2\text{O}$ ) και κάποιες αντιδράσεις διάσπασης είναι μεταθετικές αντιδράσεις διότι δεν έχουμε μεταβολή στον Α.Ο.

**Γ. Αντιδράσεις απλής αντικατάστασης**

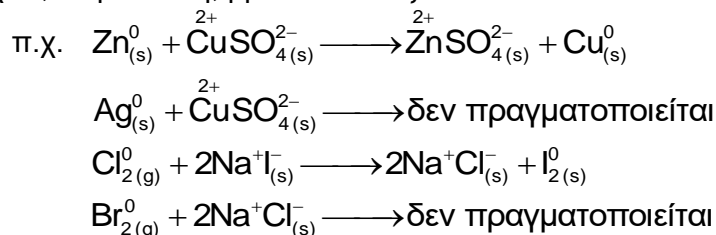
Στις αντιδράσεις απλής αντικατάστασης ένα στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο), που βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση αντικαθιστά ένα άλλο στοιχείο (μέταλλο ή αμέταλλο) που βρίσκεται μέσα σε μια χημική ένωση.

Οι χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων απλής αντικατάστασης έχουν τη γενική μορφή:

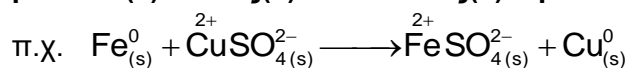


Απαραίτητη προϋπόθεση για να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση απλής αντικατάστασης είναι το στοιχείο που βρίσκεται σε ελεύθερη κατάσταση (μέταλλο ή αμέταλλο) να είναι δραστικότερο από το στοιχείο που πρόκειται να αντικαταστήσει στη χημική ένωση, δηλαδή το M να είναι δραστικότερο του M' (ή το A δραστικότερο του A').

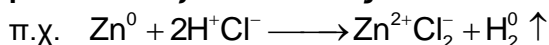
Κάθε μέταλλο ή αμέταλλο αυτής της σειράς μπορεί να αντικαθιστά (να ανάγει ή να οξειδώνει) όσα στοιχεία, στην ένωση, βρίσκονται δεξιά από αυτό.



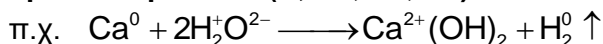
Χαρακτηριστικές αντιδράσεις απλής αντικατάστασης είναι οι εξής:

**α) μέταλλο(1) + άλας(1)  $\longrightarrow$  άλας(2) + μέταλλο(2)**

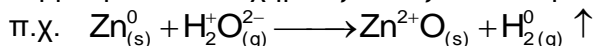
όταν το μέταλλο έχει πολλούς αριθμούς οξειδωσης, τότε στα προϊόντα εμφανίζεται με τον μικρότερο αριθμό οξειδωσης (εξαιρείται ο Cu).

**β) μέταλλο + οξύ  $\longrightarrow$  άλας +  $\text{H}_2 \uparrow$** 

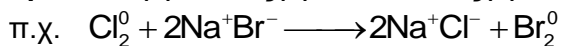
γ) **δραστικό μέταλλο (K, Ba, Ca, Na) + H<sub>2</sub>O**  $\longrightarrow$  **υδροξείδιο του μετάλλου + H<sub>2</sub> ↑**



Τα υπόλοιπα μέταλλα, που είναι πιο δραστικά από το H<sub>2</sub>, αντιδρούν με υδρατμούς σε υψηλή θερμοκρασία και σχηματίζουν οξείδια του μετάλλου και H<sub>2</sub>.

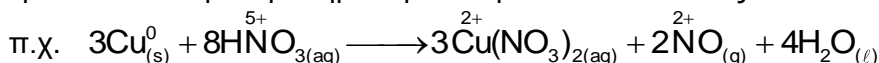


δ) **αμέταλλο(1) + άλας(1)**  $\longrightarrow$  **άλας(2) + αμέταλλο(2)**



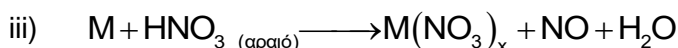
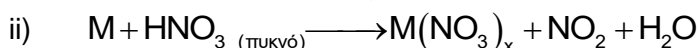
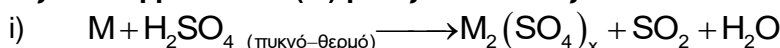
#### Δ. Σύνθετες αντιδράσεις

Είναι αντιδράσεις που δεν υπάγονται στις προηγούμενες περιπτώσεις και γενικά παρουσιάζουν μια σχετική δυσκολία στην συμπλήρωση των προϊόντων και στους συντελεστές της εξίσωσης.



Σε αυτή την κατηγορία αντιδράσεων διακρίνονται οι εξής χαρακτηριστικές περιπτώσεις:

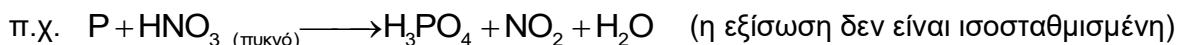
α) **Οξείδωση μετάλλου (M) με οξειδωτικά οξέα**



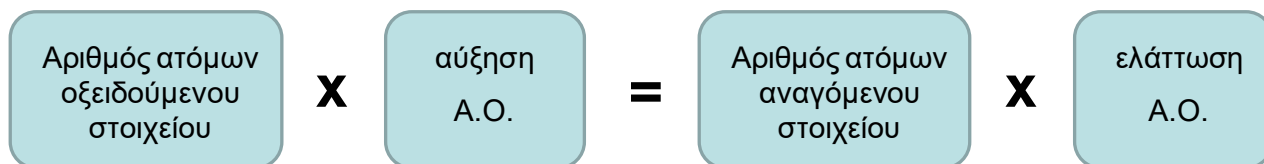
όπου x ο Α.Ο. του μετάλλου M (οι εξισώσεις δεν είναι ισοσταθμισμένες)

β) **Οξείδωση αμετάλλου (C, S, P, I) με οξειδωτικά οξέα**

οξέα	C	P	S	I
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (πυκνό-θερμό)	CO <sub>2</sub> +SO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> +SO <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub> +SO <sub>2</sub>	-
HNO <sub>3</sub> (πυκνό)	CO <sub>2</sub> +NO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> +NO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> +NO <sub>2</sub>	HIO <sub>3</sub> +NO <sub>2</sub>
HNO <sub>3</sub> (αραιό)	-	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> +NO	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> +NO	-



Γενικά σε οποιαδήποτε οξειδοαναγωγική αντίδραση η συνολική μεταβολή του Α.Ο. του οξειδωτικού σώματος είναι ίση με τη συνολική μεταβολή του Α.Ο. του αναγωγικού σώματος. Δηλαδή:



Για τη συμπλήρωση μιας σύνθετης οξειδοαναγωγικής αντίδρασης χρησιμοποιείται η μέθοδος της μεταβολής του αριθμού οξείδωσης η οποία στηρίζεται στην παραπάνω διατύπωση και εκτελούμε τα εξής:

**Βήμα 1<sup>ο</sup>:** Γράφουμε τα αντιδρώντα και προσδιορίζουμε το οξειδωτικό και το αναγωγικό σώμα (συμβουλευόμαστε των πίνακα με τα οξειδωτικά και τα αναγωγικά) ώστε να προβλέψουμε τα προϊόντα.

**Βήμα 2<sup>ο</sup>:** Υπολογίζουμε τις μεταβολές του Α.Ο. του οξειδωτικού και του αναγωγικού σώματος.

**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

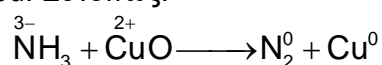
**Βήμα 3<sup>ο</sup>:** Η μεταβολή του Α.Ο. του στοιχείου που οξειδώνεται καθορίζει τον αριθμό των ατόμων του στοιχείου που ανάγεται και αντίστοιχα η μεταβολή του Α.Ο. του στοιχείου που ανάγεται καθορίζει τον αριθμό των ατόμων του στοιχείου που οξειδώνεται. Η συμπλήρωση των συντελεστών ξεκινά (συνήθως) από το 2<sup>ο</sup> μέλος της εξίσωσης και αν προκύψουν κλασματικοί συντελεστές τους μετατρέπουμε σε ακεραίους πολλαπλασιάζοντάς τους με κατάλληλο αριθμό.

**Βήμα 4<sup>ο</sup>:** Με βάση τους συντελεστές που τοποθετήσαμε στο 2<sup>ο</sup> μέλος, καθορίζονται και οι συντελεστές στο 1<sup>ο</sup> μέλος έτσι ώστε να ισχύει η αρχή διατήρησης της μάζας.

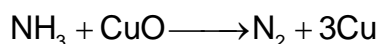
**Βήμα 5<sup>ο</sup>:** Ισοσταθμίζουμε τα άτομα Η και Ο προσθέτοντας κατάλληλο αριθμό μορίων H<sub>2</sub>O σε όποιο μέλος της εξίσωσης απαιτείται.

**Παραδείγματα:****1. Οξειδωση NH<sub>3</sub> από CuO**

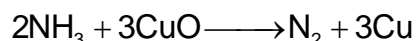
Η NH<sub>3</sub> είναι το αναγωγικό σώμα και οξειδώνεται σε N<sub>2</sub> και το CuO είναι το οξειδωτικό σώμα και ανάγεται σε Cu. Συνεπώς:



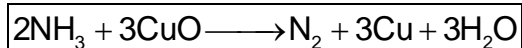
Η μεταβολή του Α.Ο. του N είναι 3 και του Cu είναι 2. Συνεπώς στο 2<sup>ο</sup> μέλος θα πρέπει να έχουμε 2N και 3Cu. Άρα:



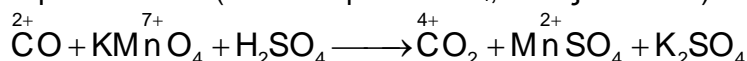
Στη συνέχεια καθορίζουμε τους συντελεστές του 1<sup>ου</sup> μέλους:



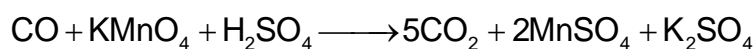
Τέλος ισοσταθμίζουμε τα Η και Ο τοποθετώντας 3 μόρια H<sub>2</sub>O στο 2<sup>ο</sup> μέλος. Τελικά:

**2. Οξειδωση CO από KMnO<sub>4</sub> παρουσία H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

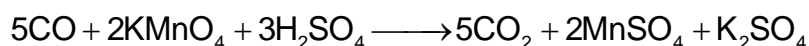
Το CO είναι το αναγωγικό σώμα και οξειδώνεται σε CO<sub>2</sub> και το KMnO<sub>4</sub> είναι το οξειδωτικό σώμα και ανάγεται σε Mn<sup>2+</sup> (ενώνεται με το SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, όπως και το K<sup>+</sup>). Συνεπώς:



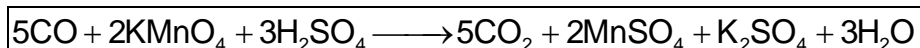
Η μεταβολή του Α.Ο. του C είναι 2 και του Mn είναι 5. Συνεπώς στο 2<sup>ο</sup> μέλος θα πρέπει να έχουμε 5C και 2Mn. Άρα:



Στη συνέχεια καθορίζουμε τους συντελεστές του 1<sup>ου</sup> μέλους:

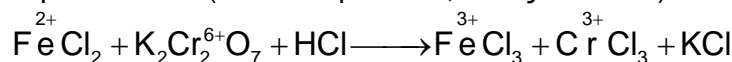


Τέλος ισοσταθμίζουμε τα Η και Ο τοποθετώντας 3 μόρια H<sub>2</sub>O στο 2<sup>ο</sup> μέλος. Τελικά:



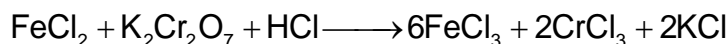
**3. Οξείδωση FeCl<sub>2</sub> από K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> παρουσία HCl**

Το FeCl<sub>2</sub> είναι το αναγωγικό σώμα και οξειδώνεται σε FeCl<sub>3</sub> και το K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> είναι το οξειδωτικό σώμα και ανάγεται σε Cr<sup>3+</sup> (ενώνεται με το Cl<sup>-</sup>, όπως και το K<sup>+</sup>). Συνεπώς:

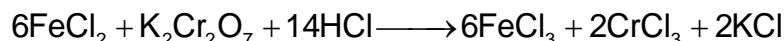


Η μεταβολή του Α.Ο. του Fe είναι 1 και του Cr είναι 3.

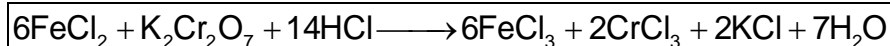
Συνεπώς στο 2<sup>ο</sup> μέλος θα πρέπει να έχουμε 1Cr και 3Fe. Επειδή όμως έχουμε ήδη 2Cr (στο 1<sup>ο</sup> μέλος) τότε πολλαπλασιάζουμε τις μεταβολές των Α.Ο. με το 2 συνεπώς θα έχουμε 2Cr και 6Fe. Άρα:



Στη συνέχεια καθορίζουμε τους συντελεστές του 1<sup>ου</sup> μέλους:



Τέλος ισοσταθμίζουμε τα Η και Ο τοποθετώντας 7 μόρια H<sub>2</sub>O στο 2<sup>ο</sup> μέλος. Τελικά:



Γενικά:

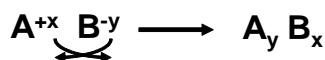
τα ιόντα Cr<sup>6+</sup> (πορτοκαλί χρώμα διαλύματος) ανάγονται σε Cr<sup>3+</sup> (πράσινο χρώμα), ενώ τα ιόντα Mn<sup>7+</sup> (ιώδες χρώμα) ανάγονται σε Mn<sup>2+</sup> (άχρωμο διάλυμα).

**ΓΡΑΦΗ ΧΗΜΙΚΩΝ ΤΥΠΩΝ – ΟΝΟΜΑΤΟΛΟΓΙΑ**

Για το συμβολισμό των χημικών ενώσεων χρησιμοποιείται κυρίως ο **μοριακός τύπος** (Μ.Τ.) ο οποίος είναι της μορφής A<sub>y</sub>B<sub>x</sub>, δηλαδή αποτελείται από δύο τμήματα:

- Το πρώτο τμήμα Α έχει θετικό Α.Ο. (+x) και μπορεί να είναι κάποιο μέταλλο (Na, Ca,...), αμέταλλο με θετικό Α.Ο. (H, C, S,...) ή πολυατομικό κατιόν (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).
- Το δεύτερο τμήμα Β έχει αρνητικό Α.Ο. (-y) και μπορεί να είναι αμέταλλο με αρνητικό Α.Ο. (Cl, O,...) ή πολυατομικό ανιόν (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>,...).

Για τη γραφή του μοριακού τύπου μιας ένωσης, γράφουμε πρώτα το τμήμα Α με τον θετικό Α.Ο. και μετά το τμήμα Β με τον αρνητικό Α.Ο. και στη συνέχεια ο Α.Ο. x του πρώτου τμήματος Α μπαίνει ως δείκτης στο τμήμα Β και ο Α.Ο. y του δεύτερου τμήματος Β μπαίνει ως δείκτης στο πρώτο τμήμα Α.



Ο μοριακός τύπος μιας χημικής ένωσης μας παρέχει τις εξής πληροφορίες:

- α) από ποια στοιχεία αποτελείται η ένωση,
- β) τον αριθμό των ατόμων του κάθε στοιχείου στην ένωση ή την ελάχιστη ακέραια αναλογία των ιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα της ιοντικής ένωσης.

**Ονοματολογία ανόργανων ενώσεων**

Σε αντίθεση με τις οδηγίες της IUPAC, στην Ελλάδα οι ενώσεις διαβάζονται αντίθετα από ότι γράφονται. Δηλαδή, πρώτα διαβάζεται το δεύτερο τμήμα Β της ένωσης και μετά το πρώτο τμήμα Α. Γενικά ακολουθούμε τα εξής:

- Αν το τμήμα Α είναι μέταλλο (ή το κατιόν NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) και το τμήμα Β είναι πολυατομικό ανιόν, τότε η ένωση ονομάζεται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και το όνομα του μετάλλου δεύτερο. π.χ.



**Ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων-Περιοδικός Πίνακας - Οξειδοαναγωγή - Οργανική Χημεία**

Ca(OH) <sub>2</sub>	υδροξείδιο του ασβεστίου
NaCO <sub>3</sub>	ανθρακικό νάτριο
NH <sub>4</sub> ClO <sub>2</sub>	χλωριώδες αμμώνιο

- Αν το τμήμα A το στοιχείο H και το τμήμα B είναι πολυατομικό ανιόν, τότε η ένωση ονομάζεται με το όνομα του ανιόντος πρώτο και τη λέξη οξύ μετά.  
π.χ.  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      θειικό οξύ  
H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>      φωσφορικό οξύ
- Αν το τμήμα A το στοιχείο H και το τμήμα B είναι αμέταλλο, τότε η ένωση ονομάζεται με το πρόθεμα –υδρο και το όνομα του αμετάλλου.  
π.χ.  
H<sub>2</sub>S            υδρόθειο  
HCl            υδροχλώριο
- Αν το τμήμα A είναι μέταλλο (ή το κατιόν NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) και το τμήμα B είναι αμέταλλο, τότε η ένωση ονομάζεται με το όνομα του αμετάλλου με την κατάληξη –ούχο ή -ίδιο πρώτο και το όνομα του μετάλλου δεύτερο. Αν το μέταλλο έχει περισσότερους από έναν Α.Ο., τότε μέσα σε παρένθεση γράφεται με λατινικό αριθμό ο Α.Ο. του μετάλλου στην ένωση.  
π.χ.  
CaS            θειούχο ασβέστιο  
NH<sub>4</sub>Cl        χλωριούχο αμμώνιο  
FeCl<sub>3</sub>        χλωριούχος σίδηρος (III)
- Όταν δύο στοιχεία σχηματίζουν περισσότερες από μια ενώσεις, για τη διάκριση μεταξύ τους, χρησιμοποιούμε αριθμητικά προθέματα που δείχνουν τον αριθμό του δεύτερου στοιχείου.  
π.χ.  
CO            μονοξείδιο του άνθρακα  
CO<sub>2</sub>        διοξείδιο του άνθρακα  
N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>        πεντοξείδιο του αζώτου

Οι ενώσεις του οξυγόνου με άλλα στοιχεία ονομάζονται **οξείδια**, οι ενώσεις του υδρογόνου με αμέταλλα ή πολυατομικά ανιόντα ονομάζονται **οξέα**, οι ενώσεις του υδρογόνου με μέταλλα ονομάζονται **υδρίδια** και οι ενώσεις μετάλλων με το ανιόν OH<sup>-</sup> ονομάζονται **βάσεις**.

**ΟΞΕΙΔΙΑ**

**Οξείδια ονομάζονται οι ενώσεις των στοιχείων με το οξυγόνο** των οποίων ο γενικός τύπος είναι:



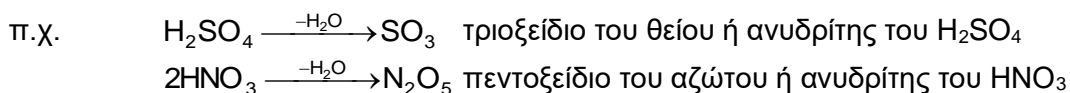
όπου:

Σ : είναι ένα στοιχείο μέταλλο ή αμέταλλο

x : ο αριθμός οξειδωσης του Σ

Τα οξείδια ανάλογα με τη χημική συμπεριφορά τους διακρίνονται στις εξής κατηγορίες:

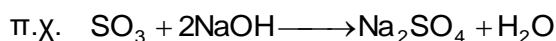
- **Όξινα οξείδια (ή ανυδρίτες οξέων)** είναι κυρίως τα οξείδια των αμετάλλων. Ονομάζονται ανυδρίτες οξέων γιατί (θεωρητικά) προκύπτουν από τα αντίστοιχα οξυγονούχα οξέα αν αφαιρέσουμε, υπό τη μορφή νερού, όλα τα άτομα υδρογόνου (αφυδάτωση).



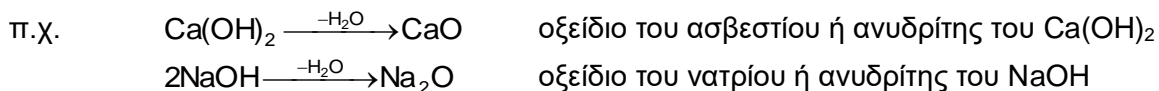
**Το κεντρικό στοιχείο στο μόριο ενός ανυδρίτη οξέως έχει τον ίδιο αριθμό οξειδωσης με το αντίστοιχο οξύ. Χρησιμοποιώντας αυτόν τον κανόνα μπορούμε να βρούμε τους ανυδρίτες των οξέων.**

π.χ.  $\text{HNO}_3$  : το N έχει Α.Ο. +5, οπότε ο ανυδρίτης είναι  $\text{N}_2\text{O}_5$

Τα όξινα οξείδια συμπεριφέρονται όπως και τα οξέα και αντιδρούν με βάσεις παράγοντας άλας και νερό (εξουδετέρωση).



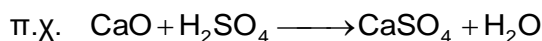
- **Βασικά οξείδια (ή ανυδρίτες βάσεων)** είναι κυρίως τα οξείδια των μετάλλων (με Α.Ο.<3). Ονομάζονται ανυδρίτες βάσεων γιατί (θεωρητικά) προκύπτουν από τις αντίστοιχες βάσεις αν αφαιρέσουμε, υπό τη μορφή νερού, όλα τα άτομα υδρογόνου (αφυδάτωση).



**Το μεταλλικό στοιχείο στο μόριο ενός ανυδρίτη βάσης έχει τον ίδιο αριθμό οξείδωσης με την αντίστοιχη βάση. Χρησιμοποιώντας αυτόν τον κανόνα μπορούμε να βρούμε τους ανυδρίτες των βάσεων.**

π.χ.  $\text{NaOH}$  : το Na έχει Α.Ο. +1, οπότε ο ανυδρίτης είναι  $\text{Na}_2\text{O}$

Τα βασικά οξείδια συμπεριφέρονται όπως και οι βάσεις και αντιδρούν με οξέα παράγοντας άλας και νερό (εξουδετέρωση).



- **Επαμφοτερίζοντα οξείδια** είναι τα οξείδια τα οποία, ανάλογα με την ουσία που αντιδρούν, συμπεριφέρονται άλλοτε ως όξινα και άλλοτε ως βασικά οξείδια. Πιο συγκεκριμένα όταν αντιδρούν με βάσεις συμπεριφέρονται ως οξέα, ενώ όταν αντιδρούν με οξέα συμπεριφέρονται ως βάσεις. Τέτοια οξείδια είναι ορισμένα οξείδια μετάλλων όπως  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  κ.τ.λ.