

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ**✓ Ατομικό πρότυπο του Bohr****• 1η συνθήκη (μηχανική συνθήκη)**

Τα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα σε ορισμένες κυκλικές τροχιές. Κάθε επιτρεπόμενη τροχιά έχει καθορισμένη ενέργεια.

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

• 2η συνθήκη (οπτική συνθήκη)

Το ηλεκτρόνιο εκπέμπει ενέργεια υπό μορφή ακτινοβολίας μόνο όταν μεταπηδά από μια τροχιά σε άλλη, δηλαδή όταν αλλάζει ενεργειακή στάθμη.

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

✓ Κβαντικοί αριθμοί

Κύριος κβαντικός αριθμός (n): καθορίζει το μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού). Τιμές: $n = 1, 2, 3, \dots$

Αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός: καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονιακού νέφους (τροχιακού). Τιμές: $0, 1, 2, \dots, n - 1$.

Μαγνητικός κβαντικός αριθμός: καθορίζει τον προσανατολισμό του ηλεκτρονιακού νέφους σε σχέση με τους άξονες x, y, z. Τιμές: $-1, \dots, 0, \dots, +1$.

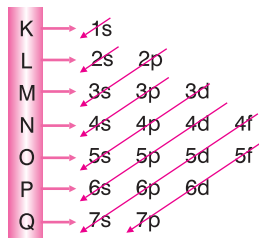
Κβαντικός αριθμός του spin (ms): καθορίζει την ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου. Τιμές: $ms = +1/2$.

✓ Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων**Απαγορευτική αρχή του Pauli**

"Είναι αδύνατον να υπάρχουν στο ίδιο άτομο δύο ηλεκτρόνια με την ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών. Συνεπώς ένα τροχιακό δεν μπορεί να χωρέσει πάνω από δύο ηλεκτρόνια.

Αρχή ελάχιστης ενέργειας

"Κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση ενός πολυηλεκτρονιακού ατόμου, τα ηλεκτρόνια οφείλουν να καταλάβουν τροχιακά με τη μικρότερη ενέργεια, ώστε να αποκτήσουν τη μέγιστη σταθερότητα στη θεμελιώδη κατάσταση.

**Κανόνας του Hund**

"Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας, έχουν κατά προτίμηση παράλληλα spin, ώστε τα ηλεκτρόνια να αποκτήσουν το μέγιστο άθροισμα κβαντικών αριθμών spin".

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

✓ Νόμος Moseley

"Η χημική συμπεριφορά των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού"

✓ Τομείς του περιοδικού πίνακα

Τομείς περιοδικού πίνακα είναι το σύνολο των στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια (με τη μέγιστη ενέργεια) στον ίδιο τύπο υποστιβάδας π.χ. s, p, d ή f.

Τομέας s: Τα στοιχεία που περιέχει έχουν ηλεκτρονιακή δομή εξωτερικής στιβάδας ns^1 ή ns^2 και επομένως ο τομέας s περιέχει δύο ομάδες, τις IA και IIA ή με την νέα αριθμηση 1^1 και 2^1 .

Τομέας p: Τα στοιχεία που περιέχει έχουν ηλεκτρονιακή δομή εξωτερικής στιβάδας $ns^2 np^x$ και επομένως ο τομέας p περιέχει έξι ομάδες, τις IIIA έως και VIIIA ή με την νέα αριθμηση 13^1 έως και 18^1 .

Τομέας d: Τα στοιχεία που περιέχει έχουν ηλεκτρονιακή δομή εξωτερικής στιβάδας $ns^2 n - 1d^x$ και επομένως ο τομέας d περιέχει δέκα ομάδες, τις δευτερεύουσες ομάδες IB έως και VIIIB ή με την νέα αριθμηση 3^1 έως και 12^1 .

Τομέας f: Τα στοιχεία που περιέχει έχουν ηλεκτρονιακή δομή εξωτερικής στιβάδας $ns^2 n - 2f^x$ και επομένως ο τομέας f περιέχει δέκα τέσσερις ομάδες, που βρίσκονται στο παράρτημα του περιοδικού πίνακα.

✓ Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων

Ατομική ακτίνα

- Κατά μήκος μια περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από αριστερά προς τα δεξιά.
- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.

Ηλεκτροθετικότητα

- Κατά μήκος μια περιόδου η ηλεκτροθετικότητα ελαττώνεται από αριστερά προς τα δεξιά.
- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ηλεκτροθετικότητα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.

Ενέργεια ιοντισμού

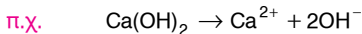
- Κατά μήκος μιας περιόδου η ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά.
- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ενέργεια ιοντισμού ελαττώνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.

ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

✓ Ηλεκτρολυτική διάσταση

Είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος κατά την διάλυση των ιοντικών ενώσεων στο νερό.

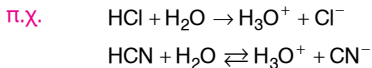
Είναι φαινόμενο μονόδρομο.



✓ Ιοντισμός

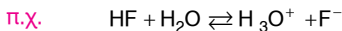
Είναι η αντίδραση των μορίων μιας ομοιοπολικής ένωσης με τα μόρια του διαλύτη (π.χ. νερού) προς σχηματισμό ιόντων.

Είναι φαινόμενο μονόδρομο ή αμφίδρομο, ανάλογα με την ομοιοπολική ένωση.



✓ Οξέα - Βάσεις κατά Arrhenius

Οξέα: είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω ιοντισμού H_3O^+ (ή H^+).



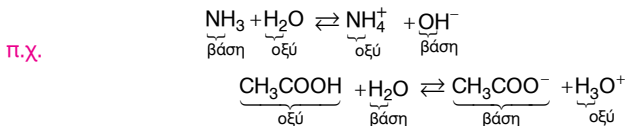
Βάσεις: είναι οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης OH^- .



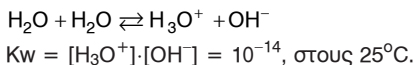
✓ Οξέα - Βάσεις κατά Bronsted - Lowry

Οξέα: είναι οι ουσίες που μπορούν να δώσουν ένα ή περισσότερα πρωτόνια.

Βάσεις: είναι οι ουσίες που μπορούν να δεχθούν ένα ή περισσότερα πρωτόνια.



✓ Ιοντισμός του νερού



- Στο καθαρό νερό στους 25°C έχουμε:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}.$
- Σε ένα υδατικό διάλυμα που περιέχει οξύ στους 25°C έχουμε:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ και $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}.$
- Σε ένα υδατικό διάλυμα που περιέχει βάση στους 25°C έχουμε:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$ και $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}.$

✓ ΠΕ - ΧΑ (pH) & ΠΕ - Ο - ΧΑ (pOH)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

✓ Ισχύς οξέων - βάσεων

Ισχυρά οξέα: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄ (στον πρώτο ιοντισμό).

Ασθενείς βάσεις: NH₃, αμίνες (π.χ. RNH₂).

✓ Μέτρα ισχύος οξέων - βάσεων

Βαθμός ιοντισμού (α)

Είναι το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη στο διάλυμα.

$$\alpha = \frac{\text{mol που ιοντίζονται}}{\text{mol συνολικά}} \quad 0 < \alpha < 1$$

Παράγοντες που επηρεάζουν τον βαθμό ιοντισμού

- φύση ηλεκτρολύτη
- φύση του διαλύτη
- θερμοκρασία (αύξηση θερμοκρασίας \Rightarrow αύξηση του βαθμού ιοντισμού)
- συγκέντρωση ηλεκτρολύτη (αύξηση συγκέντρωσης \Rightarrow μείωση του βαθμού ιοντισμού)
- παρουσία κοινού ιόντος (μειώνει το βαθμό ιοντισμού).

Σταθερά ιοντισμού (Ka ή Kb)

- Στα οξέα: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HA}]}$$

- Στις βάσεις: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Παράγοντες που επηρεάζουν την σταθερά ιοντισμού

- φύση ηλεκτρολύτη
- φύση του διαλύτη
- θερμοκρασία (αύξηση θερμοκρασίας \Rightarrow αύξηση της σταθεράς ιοντισμού).

✓ Νόμος αραιώσεως του Ostwald

$$K_a = \frac{\alpha^2 C}{(1 - \alpha)}$$

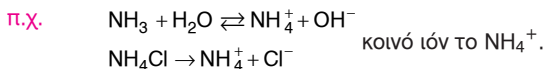
Αν $\alpha \leq 0,1$ ή $\frac{K_a}{C} \leq 0,01$ τότε $K_a = \alpha^2 C$.

Σχέση σταθερών ιοντισμού συζυγούς ζεύγους ασθενούς οξέος - ασθενούς βάσης

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

✓ Επίδραση κοινού ιόντος

Εμφανίζεται όταν στο διάλυμα έχουμε δύο ηλεκτρολύτες με κοινό ιόν, από τους οποίους ο ένας τουλάχιστον είναι ασθενής. Η επίδραση κοινού ιόντος μειώνει πάντα τον βαθμό ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη.



✓ Ρυθμιστικά διαλύματα

Είναι τα διαλύματα των οποίων το pH παραμένει πρακτικά σταθερό, όταν στο διάλυμα προστεθεί μικρή αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρών οξέων ή βάσεων.

Τα ρυθμιστικά διαλύματα περιέχουν ένα ασθενές οξύ και τη συζυγή του βάση (HA/A⁻) ή μια ασθενή βάση και το συζυγές της οξύ (B/BH⁺)

π.χ. HCN, NaCN
 $\text{NH}_3, \text{NH}_4\text{Cl}$

Σχέση υπολογισμού του pH ρυθμιστικού διαλύματος

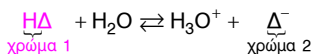
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέος}}} \quad \text{και} \quad \text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{C_{\text{οξέος}}}{C_{\text{βάσης}}}$$

- Το pH των ρυθμιστικών διαλυμάτων δεν μεταβάλλεται κατά την αραίωση, σε ορισμένα όρια.

✓ Δείκτες

Δείκτες ή πρωτολυτικοί δείκτες, είναι ουσίες των οποίων το χρώμα μεταβάλλεται, σε καθορισμένη περιοχή τιμών pH.

π.χ. Δείκτης ΗΔ



- Αν $\text{pH} < \text{pK}_{a\text{H}\Delta} - 1$ τότε επικρατεί το χρώμα του ΗΔ.
- Αν $\text{pH} > \text{pK}_{a\text{H}\Delta} + 1$ τότε επικρατεί το χρώμα του Δ⁻.

ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΟΡΓΑΝΙΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ

✓ Αντιδράσεις Προσθήκης

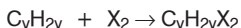
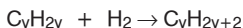
1. Προσθήκη στο διπλό δεσμό >C=C<

Μόρια που μπορούν να προστεθούν.

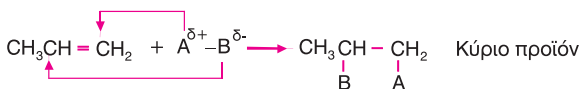
i) Μόρια στοιχείων A - A (π.χ. H - H, Cl - Cl, Br - Br)

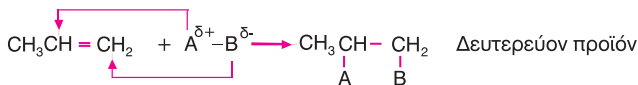


Γενικές αντιδράσεις

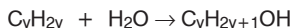
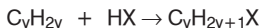


ii) Μόρια χημικών ενώσεων A^{δ+} - B^{δ-} (π.χ. H^{δ+} - Cl^{δ-}, H^{δ+} - Br^{δ-}, H^{δ+} - I^{δ-}, H^{δ+} - OH^{δ-}).





Γενικές αντιδράσεις

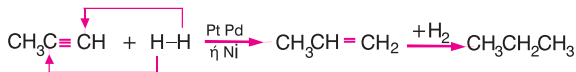


Κανόνας Markovnikov: Το ηλεκτροθετικό τμήμα του μορίου που προστίθεται στον πολλαπλό δεσμό συνδέεται στο άτομο άνθρακα του πολλαπλού δεσμού που έχει τα περισσότερα άτομα υδρογόνου.

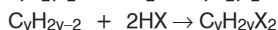
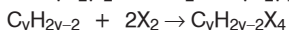
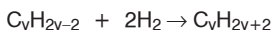
2. Προσθήκη στον τριπλό δεσμό $\text{C}\equiv\text{C}$

Μόρια που μπορούν να προστεθούν.

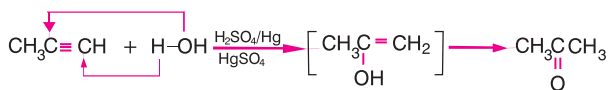
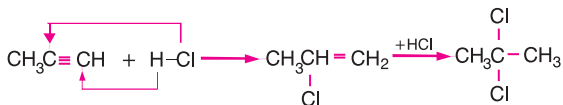
i) Μόρια στοιχείων $\text{A}-\text{A}$ (π.χ. $\text{H}-\text{H}$, $\text{Cl}-\text{Cl}$, $\text{Br}-\text{Br}$)



Γενικές αντιδράσεις

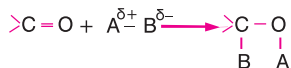


ii) Μόρια χημικών ενώσεων $\text{A}^{\delta+}-\text{B}^{\delta-}$ (π.χ. $\text{H}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$, $\text{H}^{\delta+}-\text{Br}^{\delta-}$, $\text{H}^{\delta+}-\text{I}^{\delta-}$, $\text{H}^{\delta+}-\text{OH}^{\delta-}$).

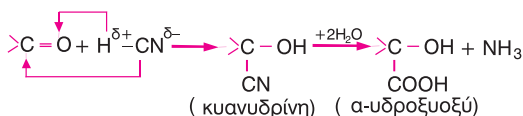
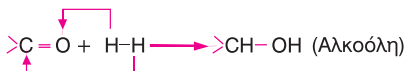


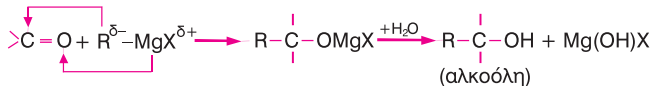
3. Προσθήκη στο καρβονύλιο ($>\text{C}=\text{O}$) αλδευδών και κετονών.

Γενικό σχήμα:



Μόρια που μπορούν να προστεθούν: H_2 , HCN , RMgX .





Με προσθήκη $RMgX$ σε:

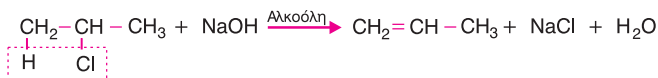
- φορμαλδεύδη ($HCH=O$) προκύπτει πρωτοταγής αλκοόλη (RCH_2-OH)
- αλδεύδη, εκτός $HCH=O$, προκύπτει δευτεροταγής αλκοόλη ($R-\overset{|}{\underset{|}{C}}H-OH$)
- κετόνη $R-\overset{|}{\underset{|}{C}}=O$ προκύπτει τριτοταγής αλκοόλη ($R-\overset{|}{\underset{|}{\underset{|}{C}}}-OH$)

Τα αντιδραστήρια Grignard ($RMgX$) προκύπτουν με επίδραση Mg σε αιθερικό διάλυμα RX .



✓ Αντιδράσεις απόσπασης

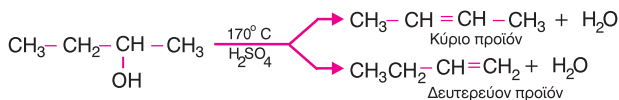
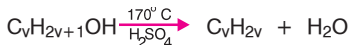
1. Αφυδραλογόνωση αλκυλαλογονιδίων.



2. Αφυδραλογόνωση διαλογονοπαραγώγων.



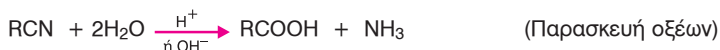
3. Αφυδάτωση κορεσμένων μονοσθενών αλκοολών.



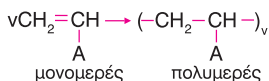
Στις αντιδράσεις απόσπασης HX ή H_2O το άτομο του υδρογόνου αποσπάται κατά προτίμηση από το άτομο του άνθρακα που είναι γειτονικό με το άτομο του άνθρακα που συνδέεται με το X ή το OH και έχει τα λιγότερα άτομα υδρογόνου.

✓ Αντιδράσεις υποκατάστασης

1. Αλκυλαλογονιδίων





- iii) $RX + RONa \rightarrow ROR + NaX$ (Παρασκευή αιθέρων)
 iv) $RX + NH_3 \rightarrow RNH_2 + HX$ (Παρασκευή αμινών)
 v) $RX + R'COONa \rightarrow R'COOR + NaX$ (Παρασκευή εστέρων)
 vi) $RX + R'C\equiv CNa \rightarrow R'C\equiv CR + NaX$ (Παρασκευή αλκινίων)

2. Αλκοολών**3. Εστέρων****4. Αλκανίων****✓ Αντιδράσεις πολυμερισμού****1. Πολυμερισμός ενώσεων με ρίζα βινυλίου.**

Χαρακτηριστικά παραδείγματα προϊόντων πολυμερισμού των ενώσεων της μορφής



A	Μονομερές	Πολυμερές
H-	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)$
$\text{CH}_3 -$	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} -)_v$
Cl-	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{Cl}$	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} -)_v$
	 -CH=CH ₂	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{Benzene ring}}{\text{CH}} -)_v$
-CN	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CN}$	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CN}}{\text{CH}} -)_v$

2. πολυμερισμός 1,4

A	Μονομερές	Πολυμερές
$\text{CH}_3 -$	$\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_v$

Η παραγωγή του τυπολογίου από την εταιρεία **Orbit** Graphic Design & Advertising
 τηλ. 210 3840020

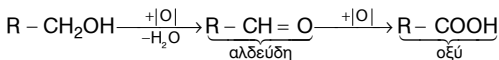
Cl -	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	$(-\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_v$
H -	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	$(-\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_v$

✓ Αντιδράσεις Οξειδωσης

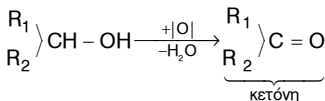
1. Οξειδωση αλκοολών

Πραγματοποιείται με κοινά οξειδωτικά όπως το όξινο διάλυμα KMnO_4 και το όξινο διάλυμα $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Το KMnO_4 οξειδώνει τις πρωτοταγείς αλκοόλες μόνο προς οξέα.

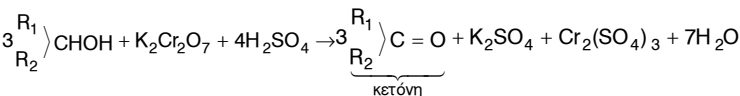
i) Πρωτοταγείς αλκοόλες



ii) Δευτεροταγείς αλκοόλες

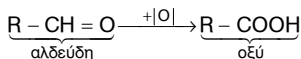


π.χ.

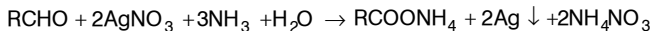


2. Οξειδωση αλδεϋδών

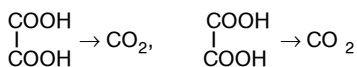
Πραγματοποιείται με τα οξειδωτικά που αναφέρθηκαν και με ήπια οξειδωτικά όπως το αντιδραστήριο Fehling και το αντιδραστήριο Tollens.



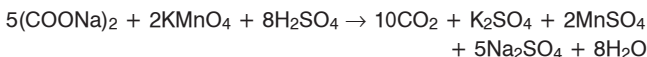
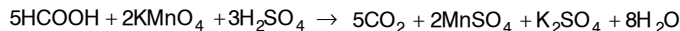
π.χ.



3. Οξειδωση HCOOH , $\text{HOOC} - \text{COOH}$ και των αλάτων τους.

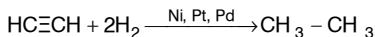
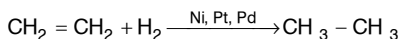


π.χ.

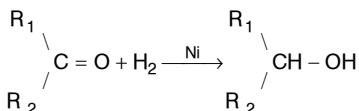
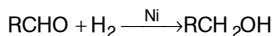


✓ Αντιδράσεις Αναγωγής

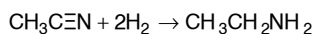
i) Προσθήκη H₂ σε αλκένια και σε αλκίνια



ii) Προσθήκη H₂ σε αλδεύδες και σε κετόνες



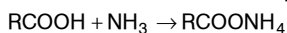
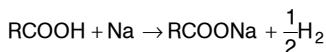
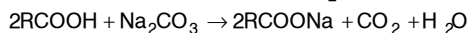
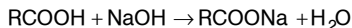
iii) Προσθήκη H₂ σε νιτρίλια



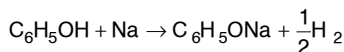
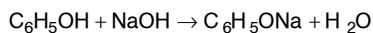
✓ Αντιδράσεις οξέων

Σαν οξέα συμπεριφέρονται οι ενώσεις RCOOH, C₆H₅OH, ROH, RC≡CH. Σειρά ισχύος: RCOOH > C₆H₅OH > ROH > RC≡CH.

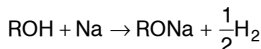
i) Αντιδράσεις RCOOH



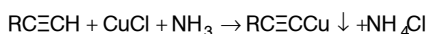
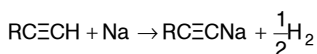
ii) Αντιδράσεις ή C₆H₅OH



iii) Αντιδράσεις ROH



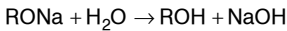
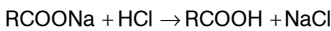
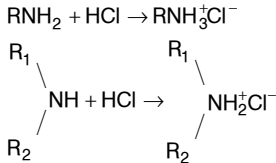
iv) Αντιδράσεις RC≡CH



✓ Αντιδράσεις βάσεων

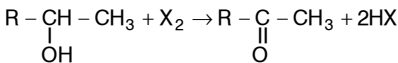
Σαν βάσεις συμπεριφέρονται οι ενώσεις:
 $\text{RNH}_2, \text{RCOO}^-, \text{RO}^-, \text{RC} \equiv \text{C}^-, \text{R}^-, \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$

π.χ.

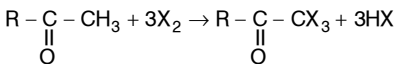


✓ Αλογονοφορμική αντίδραση

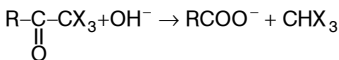
1. Οξειδωση της αλκοόλης από X_2



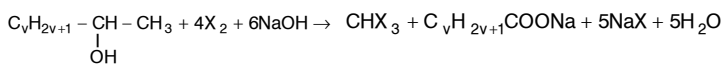
2. Υποκατάσταση των τριών υδρογόνων του CH_3 από αλογόνο



3. Υποκατάσταση του $-\text{CX}_3$ από $-\text{O}^-$ σε αλκαλικό περιβάλλον



Για αλκοόλες του τύπου $\text{C}_v\text{H}_{2v+1} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ $v \geq 0$ έχουμε συνολικά:



Για καρβονυλικές ενώσεις του τύπου $\text{C}_v\text{H}_{2v+1} - \underset{\text{O}}{\text{C}} - \text{CH}_3$ $v \geq 0$ έχουμε συνολικά:

