

# ΘΕΩΡΙΑ ΧΗΜΕΙΑΣ Γ' ΛΥΚΕΙΟΥ ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗ

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1<sup>ο</sup>: ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

<b>Ατομικό πρότυπο του Bohr</b>	<p><b>1<sup>η</sup> συνθήκη (μηχανική συνθήκη):</b> Τα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα σε ορισμένες κυκλικές τροχιές. Κάθε επιτρεπόμενη τροχιά έχει καθορισμένη ενέργεια είναι δηλαδή κβαντισμένη.</p> <p><b>2<sup>η</sup> συνθήκη (οπτική συνθήκη):</b> Το ηλεκτρόνιο εκπέμπει ή απορροφά ενέργεια υπό μορφή ακτινοβολίας μόνο όταν μεταπηδά από μια τροχιά σε μια άλλη, όταν δηλαδή αλλάζει ενεργειακή στάθμη.</p>
<b>Κβαντική θεωρία του Planck</b>	<p>Η ακτινοβολία εκπέμπεται όχι με συνεχή τρόπο αλλά σε μικρά πακέτα (<b>κβάντα</b>). Τα κβάντα φωτός ή της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας γενικότερα ονομάζονται <b>φωτόνια</b>.</p> <p>Με βάση τις σκέψεις του Planck κάθε κβάντο μεταφέρει ενέργεια, <math>E</math>, ανάλογη προς τη συχνότητα της εκπεμπόμενης ακτινοβολίας, <math>\nu</math>. Δηλαδή,</p> $E = h \nu$ <p>όπου, <math>h</math>: η σταθερά Planck, που είναι ίση με <math>6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}</math></p>
<b>Κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie</b>	<p>Το φως, του οποίου το κβάντο ονομάζεται φωτόνιο, όπως και κάθε κινούμενο μικρό σωματίδιο π.χ. ηλεκτρόνιο, παρουσιάζει διττή φύση, σωματιδίου (κβάντα) και κύματος (ηλεκτρομαγνητικό κύμα).</p>
<b>Αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) του Heisenberg</b>	<p>Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια συγχρόνως τη θέση και την ορμή (<math>p = m v</math>) ενός μικρού σωματιδίου π.χ. ηλεκτρονίου.</p>
<b>Ατομικά τροχιακά</b>	<p>Η επίλυση της εξίσωσης Schrodinger οδηγεί στις κυματοσυναρτήσεις <math>\psi</math>, οι οποίες περιγράφουν την κατάσταση του ηλεκτρονίου με ορισμένη ενέργεια (<math>E_n</math>) και ονομάζονται <b>ατομικά τροχιακά</b>.</p> <p>Τα ατομικά τροχιακά αποτελούν συναρτήσεις θέσης του ηλεκτρονίου στο άτομο π.χ. είναι της μορφής <math>\psi(x, y, z)</math>, όπου <math>x, y, z</math> είναι οι συντεταγμένες που καθορίζουν τη θέση του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα.</p> <p>Το <math>\psi</math> αυτό καθαυτό δεν έχει φυσική σημασία. Βέβαια, αποτελεί κατά κάποιο τρόπο μια ένδειξη της παρουσίας, ή μη, του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα (<math>\psi = 0</math> υποδηλώνει την απουσία και <math>\psi \neq 0</math> την παρουσία του ηλεκτρονίου).</p>

<b>Φυσική σημασία του <math>\psi^2</math></b>	<p>Το <math>\psi^2</math> εκφράζει την πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε ένα ορισμένο σημείο του χώρου γύρω από τον πυρήνα ή με άλλα λόγια</p> <p>Το <math>\psi^2</math> (ή ακριβέστερα το <math>-e\psi^2</math>, όπου <math>-e</math> το φορτίο του ηλεκτρονίου) εκφράζει την κατανομή ή την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο γύρω από τον πυρήνα.</p>
<b>Κύριος κβαντικός αριθμός (n) – Στιβάδα ή φλοιός</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Ο κύριος κβαντικός αριθμός (n) καθορίζει το μέγεθος του ηλεκτρονικού νέφους (ή τροχιακού).</li> <li>- <b>Στιβάδα ή φλοιός</b> είναι το σύνολο των τροχιακών με τον ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό n.</li> </ul>
<b>Δευτερεύων ή αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός (l) – Υποστιβάδα ή υποφλοιός</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Ο αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονικού νέφους (τροχιακού).</li> <li>- <b>Υποστιβάδα ή υποφλοιός</b> είναι το σύνολο των ατομικών τροχιακών που έχουν τον ίδιο κύριο (n) και δευτερεύων (l) κβαντικό αριθμό.</li> </ul>
<b>Μαγνητικός κβαντικός αριθμός (<math>m_l</math>)</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός <math>m_l</math> καθορίζει τον προσανατολισμό του ηλεκτρονικού νέφους σε σχέση με τους άξονες x, y, z.</li> <li>- Σε κάθε τιμή του μαγνητικού κβαντικού αριθμού αντιστοιχεί και ένα τροχιακό.</li> </ul>
<b>Κβαντικός αριθμός του spin (<math>m_s</math>)</b>	Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός του spin ( $m_s$ ) καθορίζει την ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου (spin).
<b>Απαγορευτική αρχή του Pauli</b>	Σύμφωνα με την απαγορευτική αρχή του Pauli είναι αδύνατο να υπάρχουν στο ίδιο άτομο δύο ηλεκτρόνια με ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών (n, l, $m_l$ , $m_s$ ). Συνεπώς, δεν μπορεί ένα τροχιακό να χωρέσει πάνω από δύο ηλεκτρόνια.
<b>Αρχή της ελάχιστης ενέργειας</b>	Σύμφωνα με την αρχή της ελάχιστης ενέργειας, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση ενός πολυηλεκτρονιακού ατόμου, τα ηλεκτρόνια οφείλουν να καταλάβουν τροχιακά με τη μικρότερη ενέργεια, ώστε να αποκτήσουν τη μεγίστη σταθερότητα στη θεμελιώδη κατάσταση.
<b>Κανόνας του Hund</b>	Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας (της ίδιας υποστιβάδας) έχουν κατά προτίμηση παράλληλα spin.
<b>Τομέας περιοδικού πίνακα</b>	Τομέας περιοδικού πίνακα είναι ένα σύνολο στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια (με τη μεγίστη ενέργεια, σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης aufbau) στον ίδιο τύπο υποστιβάδας π.χ. s, p, d ή f.

<b>Στοιχεία μετάπτωσης</b>	Στοιχεία μετάπτωσης είναι τα στοιχεία που καταλαμβάνουν τον τομέα d του περιοδικού πίνακα.
<b>Ιδιότητες στοιχείων μετάπτωσης</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>-έχουν μεταλλικό χαρακτήρα</li> <li>-έχουν πολλούς αριθμούς οξείδωσης</li> <li>-είναι παραμαγνητικά</li> <li>-σχηματίζουν σύμπλοκα ιόντα</li> <li>-σχηματίζουν έγχρωμες ενώσεις</li> <li>-έχουν την ικανότητα να καταλύουν αντιδράσεις</li> </ul>
<b>Παραμαγνητικές ουσίες</b>	<b>Παραμαγνητικές ουσίες</b> είναι αυτές που έλκονται από το μαγνητικό πεδίο. Τα άτομα ή ιόντα αυτών των ουσιών περιέχουν ένα ή περισσότερα μονήρη (μοναχικά) ηλεκτρόνια.
<b>Ατομική ακτίνα</b>	Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων, όπως αυτά διατάσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα στοιχείου.
<b>Μεταβολή της ατομικής ακτίνας στον Π.Π</b>	-Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά. Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.
<b>Ενέργεια πρώτου ιοντισμού</b>	Η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την πλήρη απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ελεύθερο άτομο, που βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση και σε αέρια φάση, ονομάζεται ενέργεια πρώτου ιοντισμού και συμβολίζεται $E_{i,1}$ .
<b>Ηλεκτροθετικότητα</b>	Γενικά τα μέταλλα έχουν σχετικά χαμηλές τιμές ενέργειας ιοντισμού με αποτέλεσμα εύκολα να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτροθετικά ιόντα. Για το λόγο αυτό και τα μέταλλα χαρακτηρίζονται ως <b>ηλεκτροθετικά</b> στοιχεία. Η δε τάση που έχουν να αποβάλλουν ηλεκτρόνια ονομάζεται <b>ηλεκτροθετικότητα</b> .
<b>Ηλεκτραρνητικότητα</b>	Γενικά τα αμέταλλα έχουν μεγάλη τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτραρνητικά ιόντα. Για το λόγο αυτό χαρακτηρίζονται ως <b>ηλεκτραρνητικά</b> στοιχεία. Η δε τάση που έχουν τα στοιχεία να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια ονομάζεται <b>ηλεκτραρνητικότητα</b> .
<b>Κανόνας της οκτάδας</b>	Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, τα άτομα αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια (ετεροπολικός δεσμός) ή αμοιβαία συνεισφέρουν ηλεκτρόνια (ομοιοπολικός δεσμός), προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή, οκτώ

	ηλεκτρόνια στην τελευταία τους στιβάδα. Εξαιρείται η στιβάδα K, που συμπληρώνεται με δύο ηλεκτρόνια.
<b>Ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός</b>	<b>Ημιπολικός</b> (ή δοτικός ομοιοπολικός) δεσμός ονομάζεται ο ομοιοπολικός δεσμός στον οποίο το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων δεν προκύπτει με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων αλλά το προσφέρει το ένα από τα δύο άτομα που συνδέονται.
<b>ΚΕΦΑΛΑΙΟ 3<sup>ο</sup>: ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ</b>	
<b>Ηλεκτρολυτική διάσταση</b>	<b>Ηλεκτρολυτική διάσταση</b> στις ιοντικές ενώσεις είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος κατά τη διάλυση τους στο νερό.
<b>Ιοντισμός</b>	<b>Ιοντισμός</b> μιας ομοιοπολικής ένωσης είναι η αντίδραση των μορίων αυτής με τα μόρια του διαλύτη (π.χ. νερού) προς σχηματισμό ιόντων.
<b>Οξέα – Βάσεις κατά Arrhenius</b>	<b>Οξέα</b> είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν $H^+$ .
<b>Οξέα – Βάσεις κατά Bronsted – Lowry</b>	<b>Οξύ</b> είναι η ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα πρωτόνια. <b>Βάση</b> είναι η ουσία που μπορεί να δεχτεί ένα ή περισσότερα πρωτόνια.
<b>Παρατηρήσεις από τη θεωρία οξέων – βάσεων Bronsted – Lowry</b>	<1> Δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο όξινος χαρακτήρας χωρίς την παρουσία βάσης, και αντίστοιχα, δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο βασικός χαρακτήρας χωρίς την παρουσία οξέος. <2> Ένα οξύ αποβάλλει πρωτόνιο και μετατρέπεται σε βάση, τη συζυγή του βάση. Επίσης μια βάση δέχεται πρωτόνιο και μετατρέπεται σε οξύ, το συζυγές της οξύ. <3> Ουσίες, όπως το νερό, που άλλοτε δρουν ως οξέα και άλλοτε ως βάσεις, ανάλογα με την ουσία με την οποία αντιδρούν, ονομάζονται <b>αμφιπρωτικές ή αμφολύτες</b> .
<b>Βαθμός ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη (<math>\alpha</math>)</b>	Ο <b>βαθμός ιοντισμού</b> ενός ηλεκτρολύτη ( $\alpha$ ) ορίζεται ως το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη και εκφράζει την απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού του ηλεκτρολύτη στο διαλύτη (νερό).
<b>Παράγοντες που επηρεάζουν το βαθμό ιοντισμού</b>	Ο βαθμός ιοντισμού ( $\alpha$ ) εξαρτάται από τη: <1> <b>φύση του ηλεκτρολύτη</b> . <2> <b>φύση του διαλύτη</b> . Για παράδειγμα το $CH_3COOH$ σε υδατικό διάλυμα είναι ασθενές οξύ, ενώ σε υγρή αμμωνία συμπεριφέρεται ως ισχυρό οξύ.

	<p>&lt;3&gt; <b>θερμοκρασία.</b> Όσο αυξάνεται η θερμοκρασία, τόσο η τιμή του <math>\alpha</math> αυξάνεται. Αυτό συμβαίνει, επειδή η αντίδραση ιοντισμού είναι ενδόθερμη αντίδραση.</p> <p>&lt;4&gt; <b>συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.</b> Όσο αυξάνεται η συγκέντρωση τόσο η τιμή του <math>\alpha</math> μειώνεται.</p> <p>&lt;5&gt; <b>παρουσία κοινού ιόντος.</b> Στην περίπτωση αυτή η τιμή του <math>\alpha</math> μειώνεται.</p>
<b>Ισχυρά οξέα – Ασθενή οξέα</b>	- Τα οξέα που ιοντίζονται πλήρως στο νερό ονομάζονται <b>ισχυρά</b> . HCl, HBr, HI, HNO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> και H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).
<b>Διπρωτικά – τριπρωτικά οξέα</b>	<b>Διπρωτικά</b> ονομάζονται τα οξέα που ιοντίζονται σε δύο βήματα, π.χ. το H <sub>2</sub> S. Με ανάλογο σκεπτικό τα <b>τριπρωτικά οξέα</b> , όπως είναι το H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ιοντίζονται σε τρία στάδια.
<b>pH (πε – χά)</b>	Το pH (πε-χά) ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της αριθμητικής τιμής της συγκέντρωσης των ιόντων H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> σε ένα υδατικό διάλυμα. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ Ομοίως ορίστηκε το pOH (πε-οχά): $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
<b>Σταθερά ιοντισμού οξέος K<sub>a</sub></b>	Η τιμή της K <sub>a</sub> είναι ένα μέτρο της ισχύος του οξέος, για μια ορισμένη θερμοκρασία, δηλαδή, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της σταθεράς ιοντισμού του οξέος τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ. * Η σταθερά ιοντισμού ενός οξέος (K <sub>a</sub> ) στην περίπτωση αραιών υδατικών διαλυμάτων, εξαρτάται <u>μόνο</u> από τη <b>θερμοκρασία</b> .
<b>Σταθερά ιοντισμού βάσης K<sub>b</sub></b>	Η τιμή της K <sub>b</sub> αποτελεί το μέτρο ισχύος μιας βάσης για μια ορισμένη θερμοκρασία. Δηλαδή, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της K <sub>b</sub> τόσο ισχυρότερη είναι η βάση.
<b>Επίδραση κοινού ιόντος</b>	<b>Επίδραση κοινού ιόντος (Ε.Κ.Ι)</b> έχουμε όταν σε διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη προσθέσουμε άλλο ηλεκτρολύτη (συνήθως ισχυρό) που να έχει κοινό ιόν με τον ασθενή ηλεκτρολύτη. Στην περίπτωση αυτή ο βαθμός ιοντισμού μειώνεται, λόγω μετατόπισης της ισορροπίας ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη προς τα αριστερά, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier.
<b>Ρυθμιστικά διαλύματα</b>	<b>Ρυθμιστικά διαλύματα</b> ονομάζονται διαλύματα των οποίων το pH παραμένει πρακτικά σταθερό, όταν προστεθεί μικρή αλλά

	υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρών οξέων ή βάσεων. Επίσης μπορούν μέσα σε όρια να αραιωθούν, χωρίς να μεταβληθεί το pH τους. Τα διαλύματα αυτά περιέχουν ένα ασθενές οξύ και τη συζυγή του βάση ( $\text{HA} / \text{A}^-$ ) ή μια ασθενή βάση και το συζυγές της οξύ ( $\text{B} / \text{BH}^+$ ).
<b>Δείκτες οξέων – βάσεων</b>	<b>Δείκτες οξέων - βάσεων</b> ή ηλεκτρολυτικοί ή πρωτολυτικοί δείκτες, είναι ουσίες των οποίων το χρώμα αλλάζει ανάλογα με το pH του διαλύματος στο οποίο προστίθενται.
<b>Χρησιμότητα πρωτολυτικών δεικτών</b>	Οι δείκτες χρησιμοποιούνται κυρίως: <1> Για τον κατά προσέγγιση προσδιορισμό της τιμής του pH ενός διαλύματος (χρωματομετρική μέθοδος). Πολλές φορές μάλιστα για το σκοπό αυτό χρησιμοποιείται πεχαμετρικό χαρτί, δηλαδή, ειδικό χαρτί διαποτισμένο με μίγμα δεικτών <2> Για τον καθορισμό του ισοδύναμου σημείου, κατά την ογκομετρική μέθοδο.
<b>Ογκομέτρηση</b>	<b>Ογκομέτρηση</b> είναι η διαδικασία ποσοτικού προσδιορισμού μιας ουσίας με μέτρηση του όγκου διαλύματος γνωστής συγκέντρωσης (πρότυπου διαλύματος) που χρειάζεται για την πλήρη αντίδραση με την ουσία.
<b>Ισοδύναμο σημείο ογκομέτρησης</b>	<b>Ισοδύναμο σημείο</b> είναι το σημείο της ογκομέτρησης, όπου έχει αντιδράσει πλήρως η ουσία (στοιχειομετρικά) με ορισμένη ποσότητα του πρότυπου διαλύματος.
<b>Τελικό σημείο ή πέρας ογκομέτρησης</b>	Το σημείο όπου παρατηρείται χρωματική αλλαγή του ογκομετρούμενου διαλύματος ονομάζεται <b>τελικό σημείο</b> ή πέρας ογκομέτρησης.
<b>Οξύμετρία – Αλκαλιμετρία</b>	<b>Οξύμετρία</b> είναι ο κλάδος της ογκομετρίας που περιλαμβάνει προσδιορισμούς συγκεντρώσεων βάσεων με πρότυπο διάλυμα οξέος. <b>Αλκαλιμετρία</b> είναι ο κλάδος της ογκομετρίας που περιλαμβάνει προσδιορισμούς συγκεντρώσεων οξέων με πρότυπο διάλυμα βάσεως.
<b>ΚΕΦΑΛΑΙΟ 5<sup>ο</sup>: ΟΡΓΑΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ</b>	
<b>Βασικές αρχές της θεωρίας δεσμού σθένους</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>Κατά την ανάπτυξη ομοιοπολικού δεσμού ανάμεσα σε δύο άτομα, τροχιακά της στιβάδας σθένους του ενός ατόμου επικαλύπτουν τροχιακά της στιβάδας σθένους του άλλου.</li> <li>Αν στο κάθε τροχιακό που συμμετέχει στο μηχανισμό αυτό της επικάλυψης περιέχεται ένα μονήρες ηλεκτρόνιο, τότε</li> </ol>

	<p>ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλα spin δημιουργούν ζεύγη ηλεκτρονίων που ανήκουν και στα δύο άτομα. Η έλξη του ζεύγους ηλεκτρονίων από τους πυρήνες των δύο ατόμων οδηγεί στην ανάπτυξη του δεσμού ανάμεσα τους.</p> <p>3. Η ισχύς του δεσμού είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο ο βαθμός επικάλυψης των τροχιακών αυτών (με ένα μονήρες ηλεκτρόνιο) είναι μεγαλύτερος.</p>
<b>Μήκος δεσμού</b>	<b>Μήκος δεσμού</b> ονομάζεται η απόσταση μεταξύ των πυρήνων δυο ατόμων στην οποία επιτυγχάνεται η ελάχιστη ενέργεια του συστήματος.
<b>Υβριδισμός</b>	<b>Υβριδισμός</b> είναι ο γραμμικός συνδυασμός (πρόσθεση ή αφαίρεση) ατομικών τροχιακών προς δημιουργία νέων ισότιμων ατομικών τροχιακών (υβριδικών τροχιακών).
<b>Κανόνας του Markovnikov</b>	Όταν ένα μόριο AB προστίθεται στο διπλό δεσμό ενός μη συμμετρικού αλκενίου το κύριο προϊόν της αντίδρασης είναι αυτό που προκύπτει από την προσθήκη του θετικού τμήματος (το οποίο είναι συνήθως H <sup>+</sup> ) στον άνθρακα με τα περισσότερα υδρογόνα.
<b>Σειρά δραστηριότητας των καρβονυλικών ενώσεων στις αντιδράσεις προσθήκης</b>	$\text{H} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} > \text{R} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} > \text{R}' \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{R} \end{array} > \text{Ph} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array} > \text{Ph} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{R} \end{array} > \text{Ph} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{Ph} \end{array}$
<b>Κανόνας του Saytseff</b>	Κατά την απόσπαση μορίου HA από οργανική ένωση, το H αποσπάται ευκολότερα από το τριτοταγές άτομο άνθρακα, λιγότερο εύκολα από το δευτεροταγές άτομο άνθρακα και δυσκολότερα από το πρωτοταγές άτομο άνθρακα.
<b>Αντιδράσεις υποκατάστασης</b>	<p>Στις αντιδράσεις αυτές δύο αντιδρώντα ανταλλάσσουν κάποιο τμήμα τους για να σχηματίσουν δύο νέα προϊόντα. Οι αντιδράσεις δηλαδή αυτές έχουν τη γενική μορφή:</p> $\text{A-B} + \text{Γ-Δ} \longrightarrow \text{A-Γ} + \text{B-Δ}$
<b>Πολυμερισμός</b>	<b>Πολυμερισμός</b> ονομάζεται η αντίδραση κατά την οποία πολλά μικρά μόρια, που ονομάζονται μονομερή, ενώνονται μεταξύ τους και σχηματίζουν ένα μεγαλομόριο, που ονομάζεται πολυμερές.
<b>Συμπολυμερισμός</b>	<b>Συμπολυμερισμός</b> ονομάζεται ο πολυμερισμός που γίνεται με δυο ή περισσότερα είδη μονομερούς.