

Περιοδικός πίνακας

• Ατομικό πρότυπο του Bohr:

Το ατομικό πρότυπο του Bohr μπορεί να συνοψιστεί στις δύο συνθήκες του:

• 1^η συνθήκη (μηχανική συνθήκη):

Τα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω απ' τον πυρήνα σε ορισμένες κυκλικές τροχιές. Κάθε επιτρεπόμενη τροχιά έχει καθορισμένη ενέργεια, είναι δηλαδή κβαντισμένη.

Η ενέργεια του ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου δίνεται από τη σχέση: $E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J}$
όπου $n = 1, 2, 3, \dots$ (κύριος κβαντικός αριθμός).

Παρατήρηση:

α. Ο κύριος κβαντικός αριθμός (n) είναι χαρακτηριστικός για κάθε επιτρεπόμενη τροχιά.

β. Το αρνητικό πρόσημο δηλώνει ότι όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του n , τόσο μεγαλύτερη είναι και η ενέργεια του ηλεκτρονίου, δηλαδή όταν το ηλεκτρόνιο απομακρύνεται από το πυρήνα, η ενέργειά του μεγαλώνει.

γ. Όταν η ενέργεια του ηλεκτρονίου μηδενίζεται, δηλαδή γίνεται μέγιστη, τότε το ηλεκτρόνιο δεν ανήκει πλέον στο άτομο και έχουμε **ιοντισμό**.

• 2^η συνθήκη (οπτική συνθήκη):

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

Πιο συγκεκριμένα, εκπέμπει ακτινοβολία όταν μεταπηδά από υψηλότερη σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη και απορροφά ακτινοβολία όταν μεταπηδά από χαμηλότερη σε υψηλότερη ενεργειακή στάθμη.

Η ενέργεια που εκπέμπεται ή απορροφάται δίνεται από τη σχέση: $\Delta E = |E_f - E_i| = h \nu$, όπου:

ΔE : Το ποσό ενέργειας που εκλύεται ή απορροφάται (σε J).

E_f : Η ενέργεια του ηλεκτρονίου στην τελική ενεργειακή στάθμη (σε J).

E_i : Η ενέργεια του ηλεκτρονίου στην αρχική ενεργειακή στάθμη (σε J).

h : Η σταθερά του Planck, ίση με $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

ν : Η συχνότητα της εκπεμπόμενης ή απορροφούμενης ακτινοβολίας (σε s^{-1} ή Hz).

Παρατήρηση: Η σχέση που συνδέει το μήκος κύματος (λ) με τη συχνότητα (ν) μίας ακτινοβολίας είναι: $c = \lambda \cdot \nu$, όπου c η ταχύτητα του φωτός. Με βάση το ατομικό πρότυπο του Bohr ερμηνεύτηκε το γραμμικό φάσμα εκπομπής του ατόμου του υδρογόνου και των υδρογονοειδών ιόντων, δηλαδή ιόντων με ένα ηλεκτρόνιο.

Το ατομικό πρότυπο του Bohr εγκαταλείφθηκε γιατί:

- Η εισαγωγή του κύριου κβαντικού αριθμού γίνεται αυθαίρετα.
- Δεν κατάφερε να ερμηνεύσει το φάσμα εκπομπής πολυπλοκότερων ατόμων, δηλαδή ατόμων με περισσότερα του ενός ηλεκτρόνια.
- Δεν κατάφερε να ερμηνεύσει τη δημιουργία του χημικού δεσμού.

• Θεωρία των κβάντα του Max Planck:

Στα 1900 ο Max Planck διατύπωσε την άποψη ότι η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία, άρα και το φως,

i) εκπέμπεται, διαδίδεται και απορροφάται κατά ορισμένες ελάχιστες ποσότητες, τα **κβάντα** (quantum = πακέτο).

ii) Κάθε κβάντο (φωτόνιο) μεταφέρει ποσότητα ενέργειας η οποία είναι ανάλογη της συχνότητας ν της ακτινοβολίας και δίδεται από τη σχέση: $E_{\text{φωτονίου}} = h \cdot \nu$, όπου:

E η ενέργεια του φωτονίου (σε J), ν : η συχνότητα της ακτινοβολίας (σε Hz),

h παγκόσμια σταθερά του Planck σε $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

• Ηλεκτρομαγνητικό φάσμα - Συνεχή και γραμμικά φάσματα εκπομπής:

• **Συνεχή φάσματα εκπομπής:** Ορισμένα σώματα (διάπυρα στερεά και υγρά) εκπέμπουν ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία σε όλα τα μήκη κύματος. Η ανάλυση αυτής της ακτινοβολίας με φασματοσκόπιο και η αποτύπωση σε φωτογραφική πλάκα παρέχει συνεχή ταινία χρωμάτων (συνεχές φάσμα).

• **Γραμμικά φάσματα εκπομπής:** Ορισμένα θερμά αέρια ή ατμοί εκπέμπουν ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία μόνο σε ορισμένα μήκη κύματος (έγχρωμες διακριτές γραμμές, γραμμικό φάσμα).

Τα φάσματα εκπομπής των χημικών στοιχείων είναι γραμμικά. Κάθε γραμμή του φάσματος αντιστοιχεί σε εκπεμπόμενη ακτινοβολία καθορισμένης συχνότητας (χρώμα).

Κάθε χημικό στοιχείο έχει το δικό του χαρακτηριστικό γραμμικό φάσμα εκπομπής.

• Κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie:

Τα ηλεκτρόνια, όπως και το φως, έχουν δυαδική φύση, δηλαδή έχουν συμπεριφορά σωματιδίου και κύματος.

Το μήκος κύματος λ , ενός κινούμενου σωματιδίου μάζας m και ταχύτητας u δίνεται από τη σχέση: $\lambda = \frac{h}{m \cdot u}$

Για να εκδηλωθεί ο κυματικός χαρακτήρας, το σωματίδιο πρέπει να έχει μικρή μάζα και μεγάλη ταχύτητα. Συνεπώς, για τα σώματα του μακρόκοσμου λόγω της μεγάλης μάζας τους, είναι αδύνατο με τα σημερινά δεδομένα να μετρηθεί το μήκος κύματός τους. Για τα υποατομικά όμως σωματίδια, λόγω της μικρής τους μάζας, είναι δυνατό να μετρηθεί το μήκος κύματος, δηλαδή να ανιχνευθεί η κυματική τους φύση.

• Αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) του Heisenberg:

Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια, συγχρόνως τη θέση και την ορμή ενός μικρού σωματιδίου π.χ. ενός ηλεκτρονίου. Δηλαδή, με όσο μεγαλύτερη ακρίβεια προσδιορίζεται η θέση του σωματιδίου, τόσο μεγαλύτερο είναι το σφάλμα στον προσδιορισμό της ορμής του και αντίστροφα.

Αποτέλεσμα της αρχής της αβεβαιότητας του Heisenberg, ήταν η κατάρριψη του ατομικού προτύπου του Bohr, γιατί η παραδοχή της κίνησης του ηλεκτρονίου σε καθορισμένη κυκλική τροχιά, προϋποθέτει επακριβή γνώση της θέσης και της ταχύτητας του ηλεκτρονίου.

• Κυματική εξίσωση του Schrödinger:

Η εξίσωση αυτή, συσχετίζει τη σωματιδιακή και τη κυματική συμπεριφορά του ηλεκτρονίου. Η επίλυσή της γίνεται σχετικά εύκολα στο άτομο του υδρογόνου και **στα υδρογονοειδή ιόντα**, δηλαδή **σε ιόντα που έχουν ένα ηλεκτρόνιο**. Στα πολυηλεκτρονιακά άτομα η επίλυσή της γίνεται με κατάλληλες προσεγγίσεις και παρουσιάζει μεγάλη δυσκολία.

Με βάση την εξίσωση του Shrodinger μπορούμε να υπολογίσουμε:

- Την ενέργεια ενός ηλεκτρονίου.
- Την πιθανότητα εύρεσης ενός ηλεκτρονίου σε ορισμένο χώρο.

Παρατήρηση: Οι τιμές της ενέργειας που υπολογίζονται με βάση την εξίσωση του Schrodinger ταυτίζονται με αυτές που προσδιόρισε ο Bohr.

• Ατομικό τροχιακό:

Η επίλυση της κυματικής εξίσωσης του Schrödinger οδηγεί στις κυματοσυναρτήσεις ψ , οι οποίες περιγράφουν την κατάσταση ενός ηλεκτρονίου ορισμένης ενέργειας. Εν και ονομάζονται **ατομικά τροχιακά**.

Τα **ατομικά τροχιακά** είναι συναρτήσεις της μορφής $\psi(x, y, z)$ με x, y, z τις συντεταγμένες που καθορίζουν τη θέση του ηλεκτρονίου στο χώρο γύρω από τον πυρήνα.

Το ψ δεν έχει άμεση φυσική σημασία αλλά αποτελεί μία ένδειξη της παρουσίας ή μη του ηλεκτρονίου σε ένα χώρο γύρω από τον πυρήνα.

Πιο συγκεκριμένα, όταν $\psi = 0$ υποδηλώνει την **απουσία του ηλεκτρονίου**, ενώ όταν $\psi \neq 0$ υποδηλώνει την παρουσία του ηλεκτρονίου.

• **Φυσική σημασία του ψ^2 :** Το ψ^2 εκφράζει την πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε ένα ορισμένο σημείο του χώρου γύρω από το πυρήνα. Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του ψ^2 για ένα σημείο του χώρου, τόσο μεγαλύτερη είναι και η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο στο σημείο αυτό.

Παράδειγμα: Σημείο A: $\psi = 0,2$ ή $\psi^2 = 0,04$

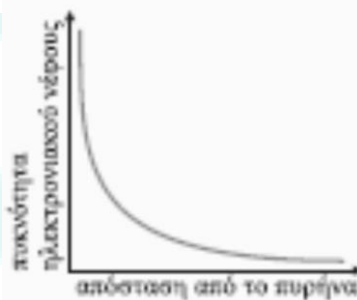
Σημείο B: $\psi = -0,1$ ή $\psi^2 = 0,01$

Συνεπώς, η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο στο σημείο A είναι τέσσερις φορές μεγαλύτερη από ότι να βρεθεί στο σημείο B.

Μία άλλη διατύπωση για τη φυσική σημασία του ψ^2 είναι η ακόλουθη: Το ψ^2 , ή ακριβέστερα το $-e\psi^2$ όπου $-e$ το φορτίο του ηλεκτρονίου, **εκφράζει την κατανομή ή την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο γύρω από τον πυρήνα.**

• Σχηματική απεικόνιση της ψ^2

Με βάση τη συνάρτηση ψ^2 μπορούμε να σχεδιάσουμε τη γραφική παράσταση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους σε συνάρτηση με την απόσταση από τον πυρήνα.



• **Κβαντικοί αριθμοί:**

Από την επίλυση της εξίσωσης του Schrödinger προκύπτουν οι τρεις από τους τέσσερις κβαντικούς αριθμούς (ο κύριος κβαντικός αριθμός n , ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός ή αξιμουθιακός ℓ και ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_ℓ).

Κάθε τριάδα κβαντικών αριθμών (n, ℓ, m_ℓ) καθορίζει ένα συγκεκριμένο ατομικό τροχιακό.

Ο τέταρτος κβαντικός αριθμός, δηλαδή ο κβαντικός αριθμός του spin m_s , δε συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου, συνεπώς και στο καθορισμό του ατομικού τροχιακού.

Κάθε **τετράδα κβαντικών αριθμών (n, ℓ, m_ℓ, m_s) περιγράφει πλήρως την κατάσταση ενός ηλεκτρονίου στο άτομο.**

• **Κύριος κβαντικός αριθμός (n):**

Ο κύριος κβαντικός αριθμός καθορίζει το μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού).

Ο n παίρνει ακέραιες τιμές: 1, 2, 3, ...

Όσο **μεγαλύτερη** είναι η **τιμή του n** , τόσο **μεγαλύτερο** είναι και το **μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους**, δηλαδή **τόσο πιο απομακρυσμένο** είναι κατά μέσο όρο **από τον πυρήνα**.

Ο κύριος κβαντικός αριθμός παίζει καθοριστικό ρόλο στην ενέργεια του ηλεκτρονίου, **καθορίζει ή δείχνει την ενέργεια του ηλεκτρονίου λόγω της έλξης του από τον πυρήνα**. Πιο συγκεκριμένα, **όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του n** , τόσο **μεγαλύτερη είναι η ενέργεια του ηλεκτρονίου**.

Τροχιακά με τον **ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό συγκροτούν τη στιβάδα ή φλοιό**.

Στον παρακάτω πίνακα φαίνεται ο συμβολισμός των στιβάδων ή φλοιών:

Κύριος κβαντικός αριθμός (n):	1	2	3	4	5	6	7	...
Στιβάδα ή φλοιός:	K	L	M	N	O	P	Q	...

• **Δευτερείων κβαντικός αριθμός ή αζιμουθιακός (ℓ):**

Ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού).

Εκφράζει ή δείχνει την ενέργεια του ηλεκτρονίου, λόγω των απώσεων με τα άλλα ηλεκτρόνια.

Ο ℓ παίρνει ακέραιες τιμές, που εξαρτώνται από την τιμή του n , δηλαδή $\ell = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$.

Ατομικά τροχιακά με τον ίδιο n και ℓ συγκροτούν την υποστιβάδα ή υποφλοιό.

Οι υποστιβάδες συμβολίζονται με γράμματα. Τα ατομικά τροχιακά κάθε υποστιβάδας συμβολίζονται και αυτά με το αντίστοιχο γράμμα της υποστιβάδας στην οποία ανήκουν.

Στον παρακάτω πίνακα φαίνεται ο συμβολισμός των υποστιβάδων και των ατομικών τροχιακών:

Δευτερείων κβαντικός αριθμός (ℓ):	0	1	2	3	4	...
Υποστιβάδα ή υποφλοιός:	s	p	d	f	g	...
Ατομικό τροχιακό:	s	p	d	f	g	...

Παρατήρηση:

α. Στιβάδα ή φλοιός είναι το σύνολο των τροχιακών με τον ίδιο κβαντικό αριθμό n .

β. Υποστιβάδα ή υποφλοιός είναι το σύνολο των τροχιακών με τις ίδιες τιμές κβαντικών αριθμών n και ℓ .

• **Μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_ℓ):**

Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός καθορίζει τον προσανατολισμό του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού) σε σχέση με τους άξονες x, y, z .

$$m_\ell = -\ell, \dots, 0, \dots, \ell$$

Ο m_ℓ παίρνει όλες τις ακέραιες τιμές από $-\ell$ μέχρι ℓ , δηλαδή:

Σε κάθε τιμή του μαγνητικού κβαντικού αριθμού αντιστοιχεί ένα ατομικό τροχιακό.

Η τιμή του m_ℓ ενός ατομικού τροχιακού δηλώνεται με ένα δείκτη. Στα s ατομικά τροχιακά επειδή $\ell = 0$, δε χρησιμοποιείται δείκτης. Για τα τροχιακά p ($\ell = 1$) χρησιμοποιούνται τα παρακάτω σύμβολα:

Μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_ℓ):	+1	0	-1
p ατομικό τροχιακό:	p_x	p_z	p_y

Το ατομικό τροχιακό καθορίζεται με βάση τους τρεις πρώτους κβαντικούς αριθμούς.

Παράδειγμα:

Αν $n = 1, \ell = 0, m_\ell = 0$, έχουμε το $1s$ ατομικό τροχιακό.

Αν $n = 2, \ell = 1, m_\ell = -1$, έχουμε το $2p_y$ ατομικό τροχιακό.



Παρατήρηση:

Επειδή για κάθε τιμή ℓ του δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού αντιστοιχούν $2\ell + 1$ τιμές του μαγνητικού κβαντικού αριθμού m_ℓ συμπεραίνουμε ότι σε κάθε υποστιβάδα αντιστοιχούν $2\ell + 1$ τροχιακά.

π.χ. Υποστιβάδα s : Επειδή $\ell = 0$, έχουμε $2\ell + 1 = 2 \cdot 0 + 1 = 1$ τροχιακό s .

Υποστιβάδα p : Επειδή $\ell = 1$, έχουμε $2\ell + 1 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$ τροχιακά p .

Υποστιβάδα d : Επειδή $\ell = 2$, έχουμε $2\ell + 1 = 2 \cdot 2 + 1 = 5$ τροχιακά d .

• **Κβαντικός αριθμός του spin (m_s):**

Ο κβαντικός αριθμός του spin καθορίζει την ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου (spin).

Ο m_s παίρνει τιμές, $+1/2$ ή $-1/2$ και η τιμή του είναι ανεξάρτητη από τις τιμές των άλλων κβαντικών αριθμών. Επειδή ο m_s δε συμμετέχει στη διαμόρφωση της ενέργειας του ηλεκτρονίου, δε συμμετέχει και στο καθορισμό του τροχιακού.

• $m_s = +1/2$ σημαίνει ότι: Το ηλεκτρόνιο περιστρέφεται αριστερόστροφα και λέμε ότι έχει παράλληλο spin ή spin προς τα πάνω (\uparrow).

• $m_s = -1/2$ σημαίνει ότι: Το ηλεκτρόνιο περιστρέφεται δεξιόστροφα και λέμε ότι έχει αντιπαράλληλο spin ή spin προς τα κάτω (\downarrow).

Παρατήρηση:

Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων σε κάθε τροχιακό είναι 2, τα οποία έχουν αντίθετο spin.

Το σύνολο των κβαντικών αριθμών (n, ℓ, m_ℓ, m_s) περιγράφει πλήρως την κατάσταση ενός ηλεκτρονίου στο άτομο.

Παράδειγμα:

Αν για ένα ηλεκτρόνιο: $n = 1, \ell = 0, m_\ell = 0, m_s = +1/2$, το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στο 1s ατομικό τροχιακό και έχει παράλληλο spin (\uparrow).

Αν για ένα ηλεκτρόνιο: $n = 2, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = -1/2$, το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στο 2p_y ατομικό τροχιακό και έχει αντιπαράλληλο spin (\downarrow).

• **Γραφική απεικόνιση ατομικών τροχιακών:** Ο συνηθέστερος και ευκολότερος τρόπος απεικόνισης ατομικών τροχιακών (συναρτήσεων ψ^2) είναι με οριακές καμπύλες.

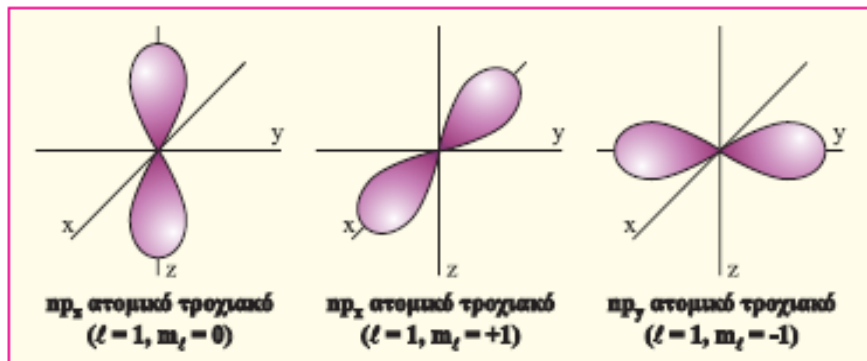
• s ατομικά τροχιακά:

Τα s ατομικά τροχιακά έχουν $\ell = 0$, του οποίου η φυσική σημασία είναι ότι το σχήμα τους είναι σφαιρικό (σφαιρική συμμετρία), δηλαδή η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε ορισμένη απόσταση από τον πυρήνα είναι ανεξάρτητη της κατεύθυνσης.

Το μέγεθος της σφαίρας με την οποία συμβολίζουμε το s ατομικό τροχιακό εξαρτάται από την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού. Πιο συγκεκριμένα, **όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του n, τόσο μεγαλύτερη είναι και η ακτίνα της σφαίρας.**

• p ατομικά τροχιακά:

Τα p ατομικά τροχιακά ($\ell = 1$), έχουν σχήμα διπλού λοβού. Ο προσανατολισμός του λοβού εξαρτάται από την τιμή του μαγνητικού κβαντικού αριθμού m_ℓ , ενώ το μέγεθός του από την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού n.



Παρατήρηση: Στα s ατομικά τροχιακά υπάρχει πιθανότητα το ηλεκτρόνιο να βρίσκεται πολύ κοντά στον πυρήνα, ενώ αντίθετα στα p ατομικά τροχιακά η πιθανότητα αυτή είναι ελάχιστη. Στα p ατομικά τροχιακά η πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους για ορισμένη απόσταση από τον πυρήνα εξαρτάται από την κατεύθυνση, σε αντίθεση με ότι συμβαίνει στα s ατομικά τροχιακά.

Η απεικόνιση των υπολοίπων ατομικών τροχιακών είναι αρκετά πολύπλοκη και δε θα εξεταστεί στη Γ' ΛΥΚΕΙΟΥ.

Ασκήσεις όπου πρέπει να υπολογίσουμε την ενέργεια που εκπέμπεται ή απορροφάται όταν ένα ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου μεταπηδά από μία τροχιά σε άλλη:

• Για να υπολογίσουμε την ενέργεια του ηλεκτρονίου χρησιμοποιούμε τη σχέση: $E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J}$

Να σημειώσουμε ότι με τη σχέση αυτή μπορούμε να βρούμε την ενεργειακή στάθμη στην οποία βρίσκεται το ηλεκτρόνιο, όταν γνωρίζουμε την ενέργειά του.

- Όταν το ζητούμενο δεν είναι η τιμή της ενέργειας αλλά η συχνότητα του φωτονίου που εκπέμπεται ή απορροφάται, χρησιμοποιούμε τη σχέση: $\Delta E = |E_f - E_i| = h \nu$
- Όταν το ζητούμενο είναι το μήκος κύματος της εκπεμπόμενης ή απορροφούμενης ακτινοβολίας, χρησιμοποιούμε τη σχέση: $c = \lambda \cdot \nu$


Ένα άτομο λέμε ότι βρίσκεται σε **θεμελειώδη κατάσταση**, όταν τα ηλεκτρόνια του βρίσκονται όσο το δυνατό πλησιέστερα στον πυρήνα (για το άτομο του υδρογόνου το ηλεκτρόνιο πρέπει να βρίσκεται στη πρώτη ενεργειακή στάθμη).

Ένα άτομο βρίσκεται σε **διεγερμένη κατάσταση** όταν τα ηλεκτρόνια δε βρίσκονται όσο το δυνατό πλησιέστερα στο πυρήνα (για το άτομο του υδρογόνου το ηλεκτρόνιο δε βρίσκεται στη πρώτη ενεργειακή στάθμη).

Ο υπολογισμός του μήκους κύματος γίνεται χρησιμοποιώντας τη σχέση: $\lambda = \frac{h}{m \cdot u}$.

*Όταν χρησιμοποιούμε την παραπάνω σχέση πρέπει η μάζα να είναι σε Kg και η ταχύτητα σε m/s.

- Κάθε υποστιβάδα χαρακτηρίζεται από τους κβαντικούς αριθμούς **n** και **l**.
- Κάθε ατομικό τροχιακό χαρακτηρίζεται από τους κβαντικούς αριθμούς **n**, **l** και **m_l**
- Κάθε ηλεκτρόνιο περιγράφεται από τους κβαντικούς αριθμούς **n**, **l**, **m_l** και **m_s**.

 **Παρατήρηση:**
Μία τετράδα κβαντικών αριθμών είναι γενικά αδύνατη όταν:

• $n < 1$	• $l \geq n$
• $ m_l > l$	• $m_s \neq \pm 1/2$

Αρχές δόμησης Πολυηλεκτρονιακών ατόμων: Η συμπλήρωση των τροχιακών ενός ατόμου με ηλεκτρόνια γίνεται με βάση την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης (aufbau) η οποία περιλαμβάνει τις παρακάτω αρχές και κανόνες:

• 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 δε μπορεί ένα τροχιακό να χωρέσει πάνω από δύο ηλεκτρόνια.

Με βάση την απαγορευτική αρχή του **Pauli** καθορίζεται ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που έχει μία υποστιβάδα (διπλάσιος από τον αριθμό των τροχιακών της υποστιβάδας) και μία στιβάδα.

Συνεπώς, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ανά υποστιβάδα είναι:

- Υποστιβάδες s ($l = 0$): Περιέχουν $2l + 1 = 2 \cdot 0 + 1 = 1$ τροχιακό.
Άρα, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων είναι $1 \cdot 2 = 2$ ηλεκτρόνια.
- Υποστιβάδες p ($l = 1$): Περιέχουν $2l + 1 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$ τροχιακά.
Άρα, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων είναι $3 \cdot 2 = 6$ ηλεκτρόνια.
- Υποστιβάδες d ($l = 2$): Περιέχουν $2l + 1 = 2 \cdot 2 + 1 = 5$ τροχιακά.
Άρα, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων είναι $5 \cdot 2 = 10$ ηλεκτρόνια.
- Υποστιβάδες f ($l = 3$): Περιέχουν $2l + 1 = 2 \cdot 3 + 1 = 7$ τροχιακά.
Άρα, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων είναι $7 \cdot 2 = 14$ ηλεκτρόνια.

Παράδειγμα: Υπολογισμός μέγιστου αριθμού ηλεκτρονίων στη στιβάδα L:

Η στιβάδα L αντιστοιχεί σε κύριο κβαντικό αριθμό $n = 2$. Οι τιμές του αζιμουθιακού κβαντικού αριθμού που αντιστοιχούν σε $n = 2$ είναι $l = 0$ και $l = 1$.

Συνεπώς, στην στιβάδα L αντιστοιχούν δύο υποστιβάδες, η 2s (2, 0) και η 2p (2, 1).

Η υποστιβάδα 2s περιέχει $2l + 1 = 2 \cdot 0 + 1 = 1$ τροχιακό s.

Η υποστιβάδα 2p περιέχει $2l + 1 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$ τροχιακά p.

Άρα στη στιβάδα L υπάρχουν 4 ατομικά τροχιακά.

Επειδή κάθε ατομικό τροχιακό μπορεί να χωρέσει 2 ηλεκτρόνια, ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων στη στιβάδα L είναι: $4 \cdot 2 = 8$ ηλεκτρόνια.

Στον παρακάτω πίνακα φαίνονται οι τέσσερις πρώτες στιβάδες με τις υποστιβάδες τους και το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων ανά στιβάδα και υποστιβάδα:

Στιβάδες	Κύριος κβαντικός αριθμός	Δευτερεύων κβαντικός αριθμός	Υποστιβάδες	Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων	Συμβολισμός συμπληρωμένης στιβάδας
K	$n = 1$	$\ell = 0$	1s	2	$1s^2$
L	$n = 2$	$\ell = 0$	2s	2	$2s^2 2p^6$
		$\ell = 1$	2p	6	
M	$n = 3$	$\ell = 0$	3s	2	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
		$\ell = 1$	3p	6	
		$\ell = 2$	3d	10	
N	$n = 4$	$\ell = 0$	4s	2	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
		$\ell = 1$	4p	6	
		$\ell = 2$	4d	10	
		$\ell = 3$	4f	14	

Παρατήρηση: α. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ανά υποστιβάδα, δεν εξαρτάται από την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού της υποστιβάδας, δηλαδή δεν εξαρτάται από την τιμή του n .

β. Τροχιακό, υποστιβάδα ή στιβάδα που περιέχουν το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων χαρακτηρίζονται **συμπληρωμένα**, όταν δεν περιέχουν το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων, χαρακτηρίζονται μη συμπληρωμένα και όταν έχουν το μισό του μέγιστου αριθμού ηλεκτρονίων χαρακτηρίζονται **ημισυμπληρωμένα**.

• Αρχή ελάχιστης ενέργειας:

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

Η ενέργεια των ηλεκτρονίων στα πολυηλεκτρονιακά άτομα καθορίζεται από δυο παράγοντες.

- Από τον κύριο κβαντικό αριθμό n , που είναι ενδεικτικός της έλξης μεταξύ ηλεκτρονίου και πυρήνα. Όσο μεγαλύτερη είναι η ελκτική δύναμη του πυρήνα στο ηλεκτρόνιο τόσο μικρότερη είναι η ενέργειά του. Συνεπώς, όσο μικρότερος είναι ο n , τόσο μεγαλύτερη είναι η έλξη και τόσο μικρότερη η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

- Από τον αζιμουθιακό αριθμό ℓ , που είναι ενδεικτικός των απώσεων μεταξύ των ηλεκτρονίων. Όσο μικρότερος είναι ο ℓ , τόσο μικρότερες είναι οι απώσεις και τόσο μικρότερη είναι η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

Ανάμεσα σε δυο υποστιβάδες τη χαμηλότερη ενέργεια έχει εκείνη που έχει το μικρότερο άθροισμα των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών ($n + \ell$). Από δύο υποστιβάδες με το ίδιο άθροισμα $n + \ell$ μικρότερη ενέργεια έχει αυτή με το μικρότερο n .

Με βάση τα παραπάνω προκύπτει η σειρά των υποστιβάδων, κατά αύξουσα ενέργεια:

$$1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - 4f - 5d - 6p - 7s - 5f - 6d - 7p$$

Επειδή είναι δύσκολο να θυμηθεί κανείς την παραπάνω σειρά διαδοχής, δίνεται το παρακάτω μνημονικό διάγραμμα. Στο διάγραμμα αυτό, η συμπλήρωση των τροχιακών θα ακολουθεί τη φορά που δείχνουν τα βέλη.

K:	1s
L:	2s 2p
M:	3s 3p 3d
N:	4s 4p 4d 4f
O:	5s 5p 5d 5f
P:	6s 6p 6d
Q:	7s 7p

Παρατήρηση: Στο υδρογόνο και στα υδρογονοειδή ιόντα, οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων που ανήκουν στην ίδια στιβάδα, ταυτίζονται, γιατί ο l δεν επηρεάζει την τιμή της ενέργειας.

π.χ. Στο άτομο του υδρογόνου, οι 3s, 3p και 3d υποστιβάδες έχουν την ίδια ενέργεια.

Παράδειγμα: Η κατανομή των ηλεκτρονίων στο άτομο του ${}_{11}\text{Na}$:

Το άτομο του νατρίου περιέχει 11 ηλεκτρόνια. Η κατανομή τους σε υποστιβάδες γίνεται σύμφωνα με τα παρακάτω:

Πρώτα τοποθετούμε 2 ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 1s ($1s^2$).

Στη συνέχεια τοποθετούμε 2 ηλεκτρόνια στην 2s υποστιβάδα ($2s^2$).

Ύστερα τοποθετούμε 6 ηλεκτρόνια στην 2p υποστιβάδα ($2p^6$).

Το ενδέκατο ηλεκτρόνιο το τοποθετούμε στην 3s υποστιβάδα ($3s^1$).

Άρα η ηλεκτρονιακή δομή του νατρίου είναι:

Σε υποστιβάδες ${}_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Σε στιβάδες ${}_{11}\text{Na}$: K(2)L(8)M(1)

Μετά την εισαγωγή ηλεκτρονίων στη 3d υποστιβάδα, αυτή αποκτά μικρότερη ενέργεια από την 4s υποστιβάδα. Το αντίστοιχο συμβαίνει και με τις 4d και 5s υποστιβάδες.

Για αυτό, όταν συμπληρώνουμε τις υποστιβάδες με ηλεκτρόνια, συμπληρώνουμε πρώτα την 4s και ύστερα την 3d, όμως όταν γράφουμε την ηλεκτρονιακή δομή, γράφουμε πρώτα την 3d και μετά την 4s. Το ίδιο συμβαίνει και με τις 4d και 5s υποστιβάδες.

Παράδειγμα: Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

Κατά τον ιοντισμό του σιδήρου αποβάλλονται πρώτα τα 4s ηλεκτρόνια και στη συνέχεια αποβάλλονται τα 3d ηλεκτρόνια. Άρα η ηλεκτρονιακή δομή του Fe^{2+} είναι:

${}_{26}\text{Fe}^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

Παρατήρηση: Υπάρχουν και περιπτώσεις όπου η κατανομή των ηλεκτρονίων στις στιβάδες δεν είναι αυτή που προβλέπεται με βάση την αρχή ελάχιστης ενέργειας.

π.χ. Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{24}\text{Cr}$ είναι: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{29}\text{Cu}$ είναι: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

Αυτό συμβαίνει γιατί οι ηλεκτρονιακές δομές με ημισυμπληρωμένη ($3d^5$) ή συμπληρωμένη ($3d^{10}$) την 3d υποστιβάδα, είναι σταθερότερες ενεργειακά.

• Κανόνας του Hund:

Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας (ίδιας υποστιβάδας) έχουν κατα προτίμηση παράλληλα spin.

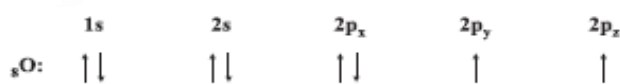
Με βάση τον κανόνα αυτό, τοποθετούνται τα ηλεκτρόνια μίας μη συμπληρωμένης υποστιβάδας σε ατομικά τροχιακά.

Παράδειγμα: Να κατανεμηθούν σε ατομικά τροχιακά τα ηλεκτρόνια του ${}_{8}\text{O}$:

Η κατανομή των ηλεκτρονίων σε υποστιβάδες είναι: ${}_{8}\text{O}$: $1s^2 2s^2 2p^4$

Θα διευθετήσουμε τα 4 ηλεκτρόνια που περιέχονται στα τρία 2p ατομικά τροχιακά ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$):

Τοποθετούμε αρχικά από 1 ηλεκτρόνιο με παράλληλο spin σε κάθε ατομικό τροχιακό. Το τέταρτο ηλεκτρόνιο θα σχηματίσει ζεύγος με ένα από τα προηγούμενα. Άρα, η κατανομή των ηλεκτρονίων σε τροχιακά είναι:



Παρατήρηση: α. Αποτέλεσμα του κανόνα του Hund είναι τα ηλεκτρόνια που κατανέμονται σε διαφορετικά τροχιακά μιας υποστιβάδας να αποκτούν το μέγιστο άθροισμα των κβαντικών αριθμών του spin.

β. Ο κανόνας του Hund **αναφέρεται** σε μη συμπληρωμένες υποστιβάδες.

γ. Ηλεκτρόνια τα οποία βρίσκονται σε μη συμπληρωμένα ατομικά τροχιακά, χαρακτηρίζονται ως μονήρη. Τα μονήρη ηλεκτρόνια σε ένα άτομο είναι όσα και τα ημισυμπληρωμένα ατομικά τροχιακά, όπως για παράδειγμα, στο άτομο του οξυγόνου στη θεμελιώδη κατάσταση, υπάρχουν 2 μονήρη ηλεκτρόνια.

Για να συγκρίνουμε την ενέργεια υποστιβάδων εργαζόμαστε ως εξής:

- Υπολογίζουμε το άθροισμα $n + \ell$, για κάθε υποστιβάδα. **Όσο μικρότερο είναι το άθροισμα αυτό, τόσο μικρότερη είναι η ενέργεια της υποστιβάδας.**
- Για όσες υποστιβάδες το άθροισμα $n + \ell$ είναι το ίδιο, μικρότερη ενέργεια έχει η υποστιβάδα με το μικρότερο κύριο κβαντικό αριθμό n .
- Στο υδρογόνο και στα υδρογονοειδή ιόντα, οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων που ανήκουν στην ίδια στιβάδα, ταυτίζονται.

Όπου πρέπει να γράψουμε την ηλεκτρονιακή δομή ατόμων ή ιόντων, εργαζόμαστε ως εξής:

- Βρίσκουμε τον αριθμό των ηλεκτρονίων του ατόμου ή του ιόντος.
- Με τη βοήθεια του μνημονικού διαγράμματος τοποθετούμε τα ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες.
- Όταν μας ζητούν να τοποθετήσουμε τα ηλεκτρόνια σε τροχιακά, για τα ηλεκτρόνια των μη συμπληρωμένων στιβάδων εφαρμόζουμε τον κανόνα του Hund.
- Όταν σε ένα άτομο ή ιόν υπάρχουν ηλεκτρόνια στις 3d, 4s ή 4d, 5s υποστιβάδες, γράφουμε πρώτα τις 3d, 4d αντίστοιχα, παρόλο που η 4s και 5s συμπληρώνονται πρώτες.
- Για να κάνουμε κατανομή ηλεκτρονίων σε στιβάδες, τοποθετούμε πρώτα τα ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες

Όπου πρέπει να βρούμε τον αριθμό μονήρων ηλεκτρονίων ή το συνολικό άθροισμα των τιμών του κβαντικού αριθμού spin: εργαζόμαστε ως εξής:

- Γράφουμε την ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ή ιόντος, σε υποστιβάδες.
 - Για να βρούμε τα μονήρη ηλεκτρόνια, τοποθετούμε τα ηλεκτρόνια των μη συμπληρωμένων στιβάδων σε τροχιακά, σύμφωνα με τον κανόνα του Hund.
 - Για να υπολογίσουμε το άθροισμα των τιμών του κβαντικού αριθμού spin, πολλαπλασιάζουμε τον αριθμό μονήρων ηλεκτρονίων με το $+1/2$.
- Αυτό γίνεται, γιατί τα μονήρη ηλεκτρόνια έχουν πάντα παράλληλο spin ($m_s = +1/2$), ενώ στα συμπληρωμένα τροχιακά, τα δύο ηλεκτρόνια έχουν αντίθετα spin ($+1/2$ και $-1/2$) άρα το άθροισμά τους είναι πάντα μηδέν.

Περιοδικός πίνακας:

Σύμφωνα με το νόμο περιοδικότητας του Moseley, η χημική συμπεριφορά (οι ιδιότητες) των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού.

Ο περιοδικός πίνακας των στοιχείων είναι **μια ταξινόμηση των στοιχείων κατ' αύξοντα ατομικό αριθμό**, έτσι ώστε να βρίσκονται στην **ίδια στήλη** (το ένα κάτω από το άλλο) τα στοιχεία που έχουν **παρόμοιες ιδιότητες**.

Περιλαμβάνει **7 οριζόντιες γραμμές** που ονομάζονται **περίοδοι**, και **18 κατακόρυφες στήλες**, που ονομάζονται **ομάδες**.

Τα στοιχεία που ανήκουν στην ίδια περίοδο έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων που έχουν χρησιμοποιηθεί για τη ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου του στοιχείου. Δηλαδή, ο αριθμός της περιόδου συμπίπτει με τον κύριο κβαντικό αριθμό της εξωτερικής στιβάδας.

Η ομάδα στην οποία ανήκει ένα στοιχείο, καθορίζεται από τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους).

Τα στοιχεία που ανήκουν στην ίδια κύρια ομάδα του περιοδικού πίνακα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα.

• Τομείς του περιοδικού πίνακα:

Τομέας του περιοδικού πίνακα ονομάζεται το σύνολο στοιχείων των οποίων τα άτομα έχουν τα τελευταία τους ηλεκτρόνια (με τη μέγιστη ενέργεια, σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης) στον ίδιο τύπο υποστιβάδας π.χ. s, p, d, f.

Ο περιοδικός πίνακας διαιρείται σε 4 τομείς, s, p, d, f.

• **Τομέας s:** Περιλαμβάνει τα στοιχεία των ομάδων , τα άτομα των οποίων έχουν εξωτερική ηλεκτρονιακή δομή ns^x όπου $x = 1, 2$.

Ο τομέας s περιλαμβάνει δύο κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα: τα αλκάλια (Li, Na, K, ...) και τις αλκαλικές γαίες (Be, Mg, Ca, ...).

Τα στοιχεία αυτά αποτελούν τα δραστικά μέταλλα και μετατρέπονται σε κατιόντα, με φορτίο 1^+ και 2^+ αντίστοιχα. Οι ομάδες αυτές ονομάζονται:

Με βάση τους τομείς:	s^1	s^2
Με την κλασική αρίθμηση:	IA	IIA
Με τη νέα αρίθμηση:	1	2

Παρατήρηση:

α. Τα αλκάλια έχουν εξωτερική ηλεκτρονιακή δομή ns^1 ενώ οι αλκαλικές γαίες ns^2 .

β. Το υδρογόνο ανήκει στον τομέα s και στην IA ομάδα, αλλά δεν είναι αλκάλιο ούτε μέταλλο, είναι αμέταλλο.

• **Τομέας p:** Περιλαμβάνει τα στοιχεία, τα άτομα των οποίων έχουν εξωτερική ηλεκτρονιακή δομή $ns^2 np^x$. Οι ομάδες αυτές είναι η ομάδα του βορίου, του άνθρακα, του αζώτου, του θείου, των αλογόνων και των ευγενών αερίων όπου $x = 1, 2, 3, 4, 5, 6$.

Στον τομέα αυτό υπάρχουν, από αριστερά προς τα δεξιά, μέταλλα, ημιμέταλλα και αμέταλλα. Οι ομάδες αυτές είναι συνολικά 6 και ονομάζονται:

Με βάση τους τομείς:	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
Με την κλασική αρίθμηση:	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Με τη νέα αρίθμηση:	13	14	15	16	17	18

Παρατήρηση:

α. Το He που έχει δομή $1s^2$, δεν ανήκει στον τομέα s, αλλά στον τομέα p.

β. Τα ευγενή αέρια έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα.

(σύμφωνα με την κλασική αρίθμηση) ταυτίζεται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.

• **Τομέας d:** Περιλαμβάνει τα στοιχεία των ομάδων από 3 μέχρι 12 (IB μέχρι VIII B), τα άτομα των οποίων συμπληρώνουν σταδιακά με ηλεκτρόνια τροχιακά d της προτελευταίας στιβάδας τους. Δηλαδή, έχουν ηλεκτρονιακή δομή ... $(n - 1)d^x ns^2$, με $x = 1, \dots, 10$ και ανήκουν στις

Οι τομείς s, p περιέχουν όλες τις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα στις οποίες ο λατινικός αριθμός της ομάδας περιόδου 4 έως 7 του περιοδικού πίνακα.

Τα στοιχεία αυτά είναι μέταλλα και οι ιδιότητες τους μεταπίπτουν ομαλά (από αριστερά προς τα δεξιά σε μία περίοδο) από τις ιδιότητες του τομέα s προς αυτές του τομέα p.

Παρατήρηση: Όταν $x = 5$ ή 10 , είναι σταθερότερη η ηλεκτρονιακή δομή $(n - 1)d^5$ ή $10 ns^1$ ή ns^2 .

Τα στοιχεία αυτά χαρακτηρίζονται ως στοιχεία μεταπτώσεως ή μεταβατικά στοιχεία.

Οι ομάδες αυτές είναι συνολικά 10 και ονομάζονται:

Με βάση τους τομείς:	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}
Με την κλασική αρίθμηση:	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B		VIII B		IB	II B
Με τη νέα αρίθμηση:	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12

• **Τομέας f:** Περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο ανήκει σε f υποστιβάδα. Τα άτομα τους συμπληρώνουν σταδιακά (από αριστερά προς τα δεξιά σε μία περίοδο) με ηλεκτρόνια τροχιακά f της προτελευταίας στιβάδας, οπότε είναι της μορφής: $(n - 2)f^x ns^2$, όπου $x = 1, 2, \dots, 14$ και περιλαμβάνει 28 στοιχεία, τα οποία βρίσκονται από 14, στην 6η και 7η περίοδο του περιοδικού πίνακα.

Στον τομέα αυτό ανήκουν οι λανθανίδες οι οποίες έχουν πολύ όμοιες ιδιότητες με το λανθάνιο (La), και τις ακτινίδες, που έχουν πολύ όμοιες ιδιότητες με το ακτίλιο (Ac) και βρίσκονται στην 6η και 7η περίοδο αντίστοιχα.

Τα στοιχεία αυτά χαρακτηρίζονται ως εσωτερικά στοιχεία μεταπτώσεως.

Παρατήρηση: α. Όλα τα στοιχεία του τομέα f ανήκουν στην 3η ή στην IIIB ομάδα του περιοδικού πίνακα.

β. Οι λανθανίδες περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 58 έως 71, ενώ οι ακτινίδες στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 90 έως 103.

Οι τομείς d, f περιέχουν όλες τις δευτερεύουσες ομάδες του περιοδικού πίνακα.

Παράδειγμα:

α. Το ^{11}Na έχει ηλεκτρονιακή δομή: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ή K(2), L(8), M(1). Συνεπώς βρίσκεται:

- Στην 3η περίοδο: (γιατί ο μέγιστος κύριος αριθμός είναι $n = 3$ ή τα ηλεκτρόνια κατανέμονται σε τρεις στιβάδες.)
- Στον s τομέα: (γιατί το τελευταίο ηλεκτρόνιο βρίσκεται σε s υποστιβάδα.)
- Στην s1 ή IA ή 1η ομάδα: (γιατί η ηλεκτρονιακή του δομή είναι της μορφής: ... ns^1 .)

β. Το ^9F έχει ηλεκτρονιακή δομή: $1s^2, 2s^2, 2p^5$ ή K(2), L(7). Συνεπώς βρίσκεται:

- Στην 2η περίοδο: (γιατί ο μέγιστος κύριος αριθμός είναι $n = 2$ ή τα ηλεκτρόνια κατανέμονται σε δύο στιβάδες.)
- Στον p τομέα: (γιατί το τελευταίο ηλεκτρόνιο βρίσκεται σε p υποστιβάδα.)
- Στην p^5 ή VIIA ή 17η ομάδα: (γιατί η ηλεκτρονιακή του δομή είναι της μορφής: ... np^5 .)

γ. Το ^{21}Sc έχει ηλεκτρονιακή δομή: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^1, 4s^2$ ή K(2), L(8), M(9), N(2). Συνεπώς βρίσκεται:

- Στην 4η περίοδο: (γιατί ο μέγιστος κύριος αριθμός είναι $n = 4$ ή τα ηλεκτρόνια κατανέμονται σε τέσσερις στιβάδες.)
- Στον d τομέα: (γιατί το τελευταίο ηλεκτρόνιο βρίσκεται σε d υποστιβάδα, σύμφωνα με τους κανόνες ηλεκτρονιακής δόμησης, τελευταίο τοποθετείται το ηλεκτρόνιο της 3d υποστιβάδας και όχι της 4s.)
- Στην d^1 ή IIIV ή 3η ομάδα: (γιατί η ηλεκτρονιακή του δομή είναι της μορφής: .. $(n - 1)d1 ns^2$.)

Περιοδικός πίνακας των στοιχείων

	1											18						
	IA	Περίοδος υποστιβάδας 1s										VIIIA						
1	H	2	Τομέας p										He					
	1	IIA											2					
2	Li	Be	Τομέας d										B	C	N	O	F	Ne
	3	4											Περίοδος υποστιβάδας 2p					
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	11	12	III B IV B V B VI B VII B VIII IB IIB										Περίοδος υποστιβάδας 3p					
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	19	20	Περίοδος υποστιβάδας 3d										Περίοδος υποστιβάδας 4p					
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	37	38	Περίοδος υποστιβάδας 4d										Περίοδος υποστιβάδας 5p					
6	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	55	56	Περίοδος πλήρους υποστιβάδας 5d										Περίοδος υποστιβάδας 6p					
7	Fr	Ra	**Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						
	87	88	Περίοδος 6d															
Τομέας f																		
*Σειρά Λανθανίου	Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																	
	Περίοδος υποστιβάδας 4f																	
**Σειρά Ακτινίου	Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																	
	Περίοδος υποστιβάδας 5f																	

Η ηλεκτρονιακή δομή των στοιχείων πολλές φορές δίνεται και με τη μορφή:

[προηγούμενο ευγενές αέριο] - εξωτερικές υποστιβάδες

π. χ.: Η ηλεκτρονιακή δομή του Na είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ή $[\text{Ne}]3s^1$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του Br είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$ ή $[\text{Ar}]4s^2, 4p^5$.

• **Στοιχεία μετάπτωσης:** Ονομάζονται τα στοιχεία που καταλαμβάνουν τον τομέα d του περιοδικού πίνακα.

Κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των στοιχείων αυτών, το τελευταίο ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην προτελευταία υποστιβάδα, δηλαδή στην $(n - 1)d$ υποστιβάδα, ενώ η ns υποστιβάδα είναι συμπληρωμένη σχεδόν σε όλα αυτά τα στοιχεία.

Ιδιαίτερο ενδιαφέρον παρουσιάζουν τα στοιχεία μετάπτωσης που βρίσκονται στις τρεις πρώτες περιόδους του d τομέα. Τα στοιχεία αυτά δημιουργούν τις τρεις σειρές των στοιχείων μετάπτωσης.

- 1η σειρά: Είναι τα στοιχεία της 4ης περιόδου. Στα στοιχεία αυτά γίνεται πλήρωση της 3d υποστιβάδας, ενώ η 4s είναι είδη συμπληρωμένη γιατί έχει μικρότερη ενέργεια.
- 2η σειρά: Είναι τα στοιχεία της 5ης περιόδου. Στα στοιχεία αυτά γίνεται πλήρωση της 4d υποστιβάδας, ενώ η 5s είναι είδη συμπληρωμένη γιατί έχει μικρότερη ενέργεια.
- 3η σειρά: Είναι τα στοιχεία της 6ης περιόδου. Στα στοιχεία αυτά γίνεται πλήρωση της 5d υποστιβάδας, ενώ η 6s είναι είδη συμπληρωμένη γιατί έχει μικρότερη ενέργεια.

Οι βασικές χαρακτηριστικές ιδιότητες των στοιχείων μετάπτωσης είναι:

1. έχουν μεταλλικό χαρακτήρα
2. έχουν πολλούς αριθμούς οξείδωσης
3. είναι παραμαγνητικά
4. σχηματίζουν σύμπλοκα ιόντα
5. σχηματίζουν έγχρωμες ενώσεις
6. έχουν την ικανότητα να καταλύουν αντιδράσεις.

Παραμαγνητικές είναι οι ουσίες που **έλκονται από το μαγνητικό πεδίο**. Τα άτομα ή τα ιόντα αυτών των ουσιών περιέχουν ένα ή περισσότερα μονήρη ηλεκτρόνια.

Παρατήρηση: Το ${}_{24}\text{Cr}$ και ο ${}_{29}\text{Cu}$ παρουσιάζουν μια ιδιομορφία στην ηλεκτρονιακή τους δομή, δηλαδή έχουν στην τελευταία s υποστιβάδα ένα ηλεκτρόνιο ώστε η τελευταία d υποστιβάδα να είναι ημισυμπληρωμένη ή συμπληρωμένη αντίστοιχα. ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^5, 4s^1$ - ${}_{29}\text{Cu}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^1$

Μεταβολή ορισμένων χημικών ιδιοτήτων: Η χημική συμπεριφορά ενός στοιχείου εξαρτάται άμεσα από την ηλεκτρονιακή του δομή και κυρίως τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους).

Η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων όμως, μεταβάλλεται περιοδικά σε σχέση με τον ατομικό τους αριθμό. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων που συνδέονται άμεσα με τη φυσική και τη χημική συμπεριφορά τους να συσχετίζονται με τη θέση του ατόμου στον περιοδικό πίνακα. Τέτοιες ιδιότητες είναι:

α. Η ατομική ακτίνα **β. Η ενέργεια ιοντισμού** **γ. Η ηλεκτρονιοσυγγένεια (εκτος υλης)**

• **Η ατομική ακτίνα:** Ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δυο γειτονικών ατόμων, όπως αυτά διατάσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα του στοιχείου. Η ατομική ακτίνα είναι μία χαρακτηριστική περιοδική ιδιότητα για την οποία ισχύουν τα παρακάτω:

Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά.

Αυτό συμβαίνει γιατί όσο πηγαίνουμε προς τα δεξιά του περιοδικού πίνακα αυξάνεται ο ατομικός αριθμός (Z), προσθέτονται ηλεκτρόνια στην ίδια εξωτερική στιβάδα και συγχρόνως προσθέτονται πρωτόνια στον πυρήνα. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα να έλκονται ισχυρότερα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας από το αυξανόμενο δραστικό πυρηνικό φορτίο του ατόμου και να μειώνεται η ατομική ακτίνα.

Παρατήρηση: Δραστικό πυρηνικό φορτίο είναι κατά προσέγγιση το φορτίο του πυρήνα μειωμένο κατά το φορτίο των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στιβάδων.

Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω. Αυτό συμβαίνει γιατί καθώς αυξάνεται ο ατομικός αριθμός, προστίθενται στιβάδες στο άτομο, μεγαλώνει η απόσταση των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα, οπότε η έλξη των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα μειώνεται και συνεπώς η ατομική ακτίνα αυξάνεται.

Αποτέλεσμα των παραπάνω είναι **η ατομική ακτίνα να αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω στο περιοδικό πίνακα.**

Στα στοιχεία μεταπτώσεως, η αύξηση του ατομικού αριθμού συνοδεύεται από μικρή ελλάτωση της ατομικής ακτίνας, γιατί τα επιπλέον ηλεκτρόνια που προστίθενται συμπληρώνουν εσωτερικές υποστιβάδες d, που ελάχιστα επηρεάζουν την ατομική ακτίνα.

Παρατήρηση: Για τις ακτίνες των ιόντων ισχύουν τα παρακάτω:

α. Οι ακτίνες των θετικών ιόντων είναι μικρότερες από τις ακτίνες των αντίστοιχων ατόμων.

Αυτό συμβαίνει γιατί λιγότερα ηλεκτρόνια αντιστοιχούν στο θετικό φορτίο του πυρήνα, με αποτέλεσμα το ηλεκτρονιακό νέφος να συστέλλεται. π.χ. ${}_{11}\text{Na} > {}_{11}\text{Na}^+$

β. Οι ακτίνες των αρνητικών ιόντων είναι μεγαλύτερες από τις ακτίνες των αντίστοιχων ατόμων.

Αυτό συμβαίνει γιατί όταν προστίθενται ένα ή περισσότερα ηλεκτρόνια στην εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου, στο αρνητικό ιόν αυξάνεται η άπωση μεταξύ των ομώνυμων φορτίων και το ηλεκτρονιακό νέφος διαστέλλεται.

π.χ. ${}_{17}\text{Cl} < {}_{17}\text{Cl}^-$

γ. Σε μια σειρά ιόντων με τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων η ατομική ακτίνα των ιόντων ελαττώνεται καθώς αυξάνεται ο ατομικός αριθμός άρα και το φορτίο του πυρήνα. π.χ. ${}_{8}\text{O}^{2-} > {}_{9}\text{F}^-$

• Ενέργεια ιοντισμού (E_i):

Ενέργεια πρώτου ιοντισμού ορίζεται η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την πλήρη απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ελεύθερο άτομο, που βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση και σε αέρια φάση και συμβολίζεται E_{i1}.

Δηλαδή: $\Sigma(\text{g}) \rightarrow \Sigma^+(\text{g}) + e^-$, $E_{i1} = \Delta H_1 > 0$

Κάθε αντίδραση απόσπασης ηλεκτρονίων είναι ενδόθερμη, γιατί για την απομάκρυνση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα το ηλεκτρόνιο πρέπει να απορροφήσει ενέργεια.

Η ενέργεια ιοντισμού εκφράζεται σε KJ · mol⁻¹.

Η ενέργεια ιοντισμού δείχνει την τάση που έχει το άτομο ενός στοιχείου να χάσει ηλεκτρόνια μετατρέπόμενο σε κατιόν.

Ενέργεια δευτέρου ιοντισμού (E_{i2}) είναι η απαιτούμενη ενέργεια για την απόσπαση και δευτέρου ηλεκτρονίου από το ιόν $\Sigma^+(\text{g})$.

Δηλαδή: $\Sigma^+(\text{g}) \rightarrow \Sigma_2^+(\text{g}) + e^-$, $E_{i2} = \Delta H_2 > 0$

Είναι αναμενόμενο πως η δεύτερη ενέργεια ιοντισμού έχει μεγαλύτερη τιμή από την πρώτη, καθώς πιο εύκολα φεύγει το ηλεκτρόνιο από το ουδέτερο άτομο από ότι από φορτισμένο ιόν, $\Delta H_1 < \Delta H_2$.

Η τιμή της ενέργειας ιοντισμού καθορίζεται από τις παρακάτω παραμέτρους:

α. **Η ατομική ακτίνα:** Όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα, τόσο μεγαλώνει η απόσταση των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα με αποτέλεσμα να ελαττώνεται η έλξη του θετικά φορτισμένου πυρήνα στο ηλεκτρόνιο και συνεπώς η ενέργεια ιοντισμού ελαττώνεται.

β. Το φορτίο του πυρήνα: **Όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός**, τόσο αυξάνεται το θετικό φορτίο του πυρήνα καθώς και η έλξη του πυρήνα στο τελευταίο ηλεκτρόνιο με αποτέλεσμα να **αυξάνεται και η ενέργεια ιοντισμού.**

γ. Τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια: Την **έλξη πυρήνα - τελευταίου ηλεκτρονίου επηρεάζουν τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια, τα οποία απωθούν το εξωτερικό ηλεκτρόνιο, με αποτέλεσμα η ενέργεια ιοντισμού να ελαττώνεται. Το φορτίο του πυρήνα σε συνδυασμό με τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια καθορίζουν το δραστικό πυρηνικό φορτίο.**

Αποτέλεσμα των παραπάνω είναι η ενέργεια πρώτου ιοντισμού να αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από κάτω προς τα πάνω στο περιοδικό πίνακα.

• **Ηλεκτροθετικά στοιχεία:** Τα μέταλλα έχουν σχετικά χαμηλές ενέργειες ιοντισμού γι' αυτό αποβάλλουν εύκολα ηλεκτρόνια και μετατρέπονται σε ηλεκτροθετικά ιόντα. Για το λόγο αυτό χαρακτηρίζονται ως ηλεκτροθετικά στοιχεία.

Η τάση που έχουν τα άτομα να αποβάλλουν ηλεκτρόνια ονομάζεται ηλεκτροθετικότητα.

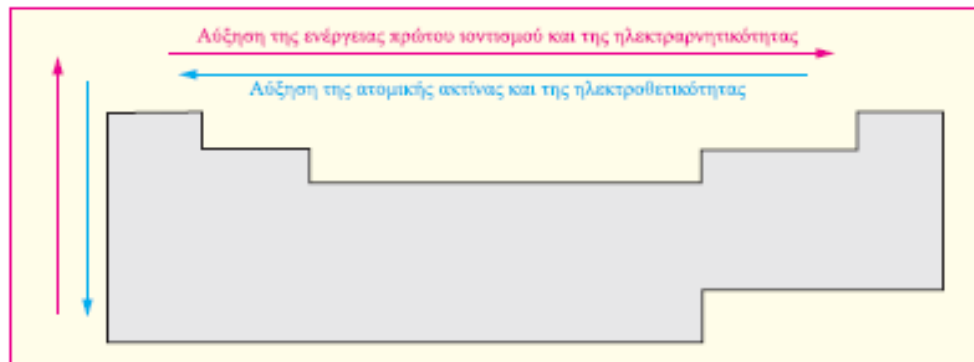
Η ηλεκτροθετικότητα μεταβάλλεται όπως και η ατομική ακτίνα, δηλαδή αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω στο περιοδικό πίνακα.

• **Ηλεκτραρνητικά στοιχεία:** Τα αμέταλλα έχουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτραρνητικά ιόντα. Για το λόγο αυτό χαρακτηρίζονται ως ηλεκτραρνητικά στοιχεία.

Η τάση που έχουν να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια ονομάζεται ηλεκτραρνητικότητα.

Η ηλεκτραρνητικότητα μεταβάλλεται όπως και η ενέργεια πρώτου ιοντισμού, δηλαδή αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από τα κάτω προς τα πάνω στον περιοδικό πίνακα.

Στο παρακάτω σχήμα φαίνεται η μεταβολή της ατομικής ακτίνας, της πρώτης ενέργειας ιοντισμού, της ηλεκτροθετικότητας καθώς και της ηλεκτραρνητικότητας στο περιοδικό πίνακα:



• **Θέση μετάλλων - αμετάλλων στον περιοδικό πίνακα:**

Τα αμέταλλα βρίσκονται στο πάνω δεξιό κομμάτι του περιοδικού πίνακα και κατέχουν περίπου το 1/4 της συνολικής του έκτασης και όσο προχωρούμε προς τα δεξιά και προς τα πάνω, γίνεται εντονότερος ο αμεταλλικός χαρακτήρας.

Τα μέταλλα καταλαμβάνουν σχεδόν όλο το υπόλοιπο τμήμα του (3/4) και όσο προχωρούμε προς τα αριστερά και προς τα κάτω, γίνεται εντονότερος ο μεταλλικός χαρακτήρας.

Τα ημιμέταλλα ή μεταλλοειδή που έχουν ιδιότητες μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων, βρίσκονται στη διαχωριστική γραμμή μεταξύ αυτών.

1	2											13	14	15	16	17	18
Αλκάλια	Αλκαλικές γαίες											Si					
												Ge	As				
													Sb	Te			
														Po			

Μέταλλα
Μεταλλοειδή
Αμέταλλα

Αλογόνα
Εγγενή αέρια

Παρατήρηση: α. Το υδρογόνο είναι αμέταλλο, αν και βρίσκεται στην ΙΑ ομάδα του περιοδικού πίνακα.

β. Σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα, αριστερά βρίσκονται τα δραστικά μέταλλα και όσο κινούμαστε προς τα δεξιά, έχουμε ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα.

Παράδειγμα: Μελέτη της μεταβολής των ιδιοτήτων των στοιχείων της 3ης περιόδου του περιοδικού πίνακα.

Τα στοιχεία της 3ης περιόδου είναι: $_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{13}\text{Al}$, $_{14}\text{Si}$, $_{15}\text{P}$, $_{16}\text{S}$, $_{17}\text{Cl}$.

Όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός, δηλαδή **από το Na προς το Cl, παρατηρείται:**

- | | |
|----------------------------------------------|--------------------------------------------|
| α. Ελάττωση της ατομικής ακτίνας. | β. Ελάττωση της ηλεκτροθετικότητας. |
| γ. Ελάττωση του μεταλλικού χαρακτήρα. | δ. Αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας. |
| ε. Αύξηση του αμεταλλικού χαρακτήρα. | |

Τα οξείδια των στοιχείων αυτών: Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 έχουν τα παρακάτω χαρακτηριστικά:

Na_2O , MgO :

- Είναι **ιοντικές ενώσεις**, γιατί τα Na, Mg έχουν μεγάλη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας από το O και σχηματίζουν ιοντικό δεσμό με αυτό.
- Είναι **βασικά οξείδια**, δηλαδή αντιδρούν με το νερό και δίνουν βάσεις και αντιδρούν με τα οξέα.

Al_2O_3 :

- Είναι **ιοντική ένωση**.
- Είναι **επαμφοτερίζον οξείδιο**, δηλαδή συμπεριφέρεται άλλοτε ως όξινο και άλλοτε ως βασικό οξύ.

SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 :

- Είναι **ομοιοπολικές ενώσεις**.
- Είναι **όξινα οξείδια**, δηλαδή αντιδρούν με το νερό και δίνουν οξέα και αντιδρούν και με βάσεις. **όπου πρέπει να βρούμε τη θέση ενός χημικού στοιχείου στον περιοδικό πίνακα:**

Αρχικά, γράφουμε την ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου του στοιχείου.

α. Η **περίοδος** του χημικού στοιχείου **ταυτίζεται με τον αριθμό των στιβάδων στην ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ή με τη μεγαλύτερη τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού.**

β. Ο **τομέας** του χημικού στοιχείου **ταυτίζεται με τον τύπο της υποστιβάδας που τοποθετείται το τελευταίο ηλεκτρόνιο κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου.** Ειδικότερα:

- Στοιχεία του τομέα s έχουν εξωτερική ηλεκτρονιακή δομή ns^x .
- Στοιχεία του τομέα p έχουν εξωτερική ηλεκτρονιακή δομή $ns^2 np^x$.
- Στοιχεία του τομέα d έχουν ηλεκτρονιακή δομή $...(n-1)d^x ns^2$.
- Στοιχεία του τομέα f έχουν ηλεκτρονιακή δομή $...(n-2)f^x ns^2$.

γ. Η **ομάδα του χημικού στοιχείου υπολογίζεται** σύμφωνα με τα παρακάτω:

- Στα **στοιχεία των τομέων s, p**, ο αριθμός της ομάδας σύμφωνα με την κλασική αρίθμηση, **ταυτίζεται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων στην εξωτερική στιβάδα** του στοιχείου.
- Στα **στοιχεία του τομέα d**, ο αριθμός της ομάδας σύμφωνα με τη νέα αρίθμηση, **ταυτίζεται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων στις υποστιβάδες $(n-1)d^x ns^2$.**
- Τα **στοιχεία του τομέα f ανήκουν όλα στην 3η ή IIIB ομάδα** του περιοδικού πίνακα.

Παράδειγμα 1: Σε ποια περίοδο, τομέα και ομάδα του περιοδικού πίνακα ανήκουν τα παρακάτω στοιχεία; **α.** $_{36}\text{Kr}$
β. $_{40}\text{Zr}$ **γ.** $_{59}\text{Pr}$

Λύση

α. Η ηλεκτρονιακή δομή του Kr είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6$.

Με βάση την ηλεκτρονιακή δομή έχουμε:

- Η εξωτερική στιβάδα έχει $n = 4$. Άρα το Kr ανήκει στην 4η περίοδο.
- Το τελευταίο ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην 4p υποστιβάδα, άρα το Kr ανήκει στον τομέα p.
- Η εξωτερική στιβάδα έχει ηλεκτρονιακή δομή $4s^2, 4p^6$, άρα το Kr ανήκει στην VIIIA ή 18 ομάδα.

β. Η ηλεκτρονιακή δομή του Zr είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^2, 5s^2$, ή $[\text{Kr}]4d^2, 5s^2$.

Με βάση την ηλεκτρονιακή δομή έχουμε:

- Η εξωτερική στιβάδα έχει $n = 5$. Άρα το Zr ανήκει στην 5η περίοδο.
- Το τελευταίο ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην 4d υποστιβάδα, άρα το Zr ανήκει στον τομέα d.

- Ο συνολικός αριθμός των ηλεκτρονίων στις 4d και 5s υποστιβάδες είναι τέσσερα, άρα το Zr ανήκει στην 4 ή IVB ομάδα.

γ. Η ηλεκτρονιακή δομή του Pr είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^6, 4f^3, 6s^2$ ή $[\text{Xe}]4f^3, 6s^2$.

Με βάση την ηλεκτρονιακή δομή έχουμε:

- Η εξωτερική στιβάδα έχει $n = 6$. Άρα το Pr ανήκει στην 6η περίοδο.
- Το τελευταίο ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην 4f υποστιβάδα, άρα το Pr ανήκει στον τομέα f.
- Το Pr, όπως και όλα τα στοιχεία του τομέα f, ανήκει στην 3 ή IIIB ομάδα.

Κατηγορία – Μέθοδος 2

Ασκήσεις όπου πρέπει να συγκρίνουμε το μέγεθος ατόμων ή ιόντων:

α. Για να συγκρίνουμε την ατομική ακτίνα ατόμων ή ιόντων, εργαζόμαστε ως εξής:

- Γράφουμε την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων.
- Συγκρίνουμε τον αριθμό των στιβάδων.
- Το άτομο με τις περισσότερες στιβάδες έχει μεγαλύτερη ακτίνα.
- Όταν ο αριθμός των στιβάδων είναι ο ίδιος, συγκρίνουμε τα δραστικά πυρηνικά φορτία. Το άτομο με το μικρότερο δραστικό πυρηνικό φορτίο έχει τη μεγαλύτερη ακτίνα.

Γενικά ισχύει:

- Σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα, η ατομική ακτίνα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά.
- Σε μία ομάδα του περιοδικού πίνακα, η ατομική ακτίνα αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω.

β. Για το μέγεθος των ιόντων ισχύουν τα παρακάτω:

- Οι ακτίνες των θετικών ιόντων είναι μικρότερες από τις ακτίνες των αντίστοιχων ατόμων.
- Οι ακτίνες των αρνητικών ιόντων είναι μεγαλύτερες από τις ακτίνες των αντίστοιχων ατόμων.
- Σε μια σειρά ιόντων με τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων η ατομική ακτίνα των ιόντων ελαττώνεται καθώς αυξάνεται ο ατομικός αριθμός άρα και το φορτίο του πυρήνα.

Παράδειγμα 2: Να διατάξετε με βάση το μέγεθός τους τα: α. ${}_3\text{Li}, {}_6\text{C}, {}_{11}\text{Na}$ β. ${}_{17}\text{Cl}, {}_{17}\text{Cl}^-$ γ. ${}_{7}\text{N}^{3-}, {}_{9}\text{F}^-$

Λύση

α. Γράφουμε τις ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων και βρίσκουμε την ομάδα και την περίοδο στην οποία ανήκουν:

${}_3\text{Li}$: $1s^2, 2s^1$ ανήκει: 1η ομάδα, 2η περίοδος

${}_6\text{C}$: $1s^2, 2s^2, 2p^2$ ανήκει: 14η ομάδα, 2η περίοδος

${}_{11}\text{Na}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ανήκει: 1η ομάδα, 3η περίοδος

Το Li και ο C ανήκουν στην ίδια περίοδο του περιοδικού πίνακα. Μεγαλύτερη ατομική ακτίνα έχει το Li γιατί έχει μικρότερο δραστικό πυρηνικό φορτίο από τον C (μικρότερος ατομικός αριθμός ή βρίσκεται πιο αριστερά από τον C).

Το Li και το Na ανήκουν στην ίδια ομάδα του περιοδικού πίνακα. Μεγαλύτερη ατομική ακτίνα έχει το Na γιατί έχει μεγαλύτερο αριθμό στιβάδων (μεγαλύτερος ατομικός αριθμός ή βρίσκεται πιο κάτω από το Li).

Με βάση τα παραπάνω, η διάταξη των στοιχείων με αυξανόμενο μέγεθος είναι: $\text{C} < \text{Li} < \text{Na}$

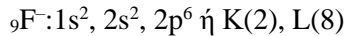
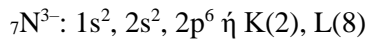
β. Οι ηλεκτρονιακές δομές του ατόμου και του ιόντος είναι:

${}_{17}\text{Cl}$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ ή K(2), L(8), M(7)

${}_{17}\text{Cl}^-$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ ή K(2), L(8), M(8)

Παρατηρούμε ότι και τα δύο σωματίδια έχουν τον ίδιο αριθμό στιβάδων και ίδιο δραστικό πυρηνικό φορτίο. Όμως το ανιόν Cl^- έχει ένα ηλεκτρόνιο περισσότερο στην εξωτερική στιβάδα, με αποτέλεσμα να υπάρχουν μεγαλύτερες απώσεις μεταξύ των ηλεκτρονίων και να έχει μεγαλύτερο μέγεθος από το Cl. Δηλαδή, ${}_{17}\text{Cl} < {}_{17}\text{Cl}^-$

γ. Οι ηλεκτρονιακές δομές των ιόντων είναι:



Παρατηρούμε ότι και τα δύο ιόντα έχουν τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονίων και στιβάδων. Όμως το ανιόν F^{-} έχει περισσότερα πρωτόνια στον πυρήνα του, άρα μεγαλύτερο δραστικό πυρηνικό φορτίο με συνέπεια ο πυρήνας του να έλκει ισχυρότερα τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας και η ακτίνα του να είναι μικρότερη. Δηλαδή, ${}_{9}\text{F}^{-} < {}_{7}\text{N}^{3-}$

Όπου πρέπει να συγκρίνουμε την ενέργεια πρώτου ιοντισμού ή την ηλεκτροθετικότητα μεταξύ στοιχείων:

Στις ασκήσεις αυτής της κατηγορίας **εργαζόμαστε ως εξής:**

- Γράφουμε την **ηλεκτρονιακή δομή** των στοιχείων.
- Βρίσκουμε τη **θέση των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα**.

α. Για την ενέργεια **πρώτου ιοντισμού** ισχύει:

- Όσο **μεγαλύτερη** είναι η **ατομική ακτίνα**, τόσο **μικρότερη** είναι η **ενέργεια πρώτου ιοντισμού**.
- Όσο **μεγαλύτερο** είναι το **δραστικό πυρηνικό φορτίο**, τόσο **μεγαλύτερη** είναι η **ενέργεια πρώτου ιοντισμού**.

Γενικά ισχύει:

- Σε **μία περίοδο** του περιοδικού πίνακα, η **ενέργεια πρώτου ιοντισμού αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά**.
- Σε **μία ομάδα** του περιοδικού πίνακα, η **ενέργεια πρώτου ιοντισμού αυξάνεται από κάτω προς τα πάνω**.

β. Για την **ηλεκτροθετικότητα** ισχύει:

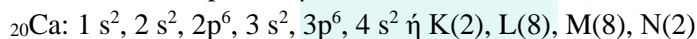
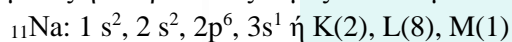
- Όσο **μεγαλύτερη** είναι η **ενέργεια πρώτου ιοντισμού**, τόσο **μικρότερη** είναι η **ηλεκτροθετικότητα** του στοιχείου, δηλαδή η τάση του να μετατραπεί σε κατιόν.

Συνεπώς, η **ηλεκτροθετικότητα μεταβάλλεται αντίθετα από την ενέργεια πρώτου ιοντισμού**.

Παράδειγμα 3: α. Να συγκρίνετε τα ${}_{11}\text{Na}$ και ${}_{20}\text{Ca}$ ως προς την ενέργεια πρώτου ιοντισμού. β. Να συγκρίνετε τα ${}_{11}\text{Na}$ και ${}_{20}\text{Ca}$ ως προς την ηλεκτροθετικότητα.

Λύση

Γράφουμε τις ηλεκτρονιακές δομές των ατόμων:



α. Από τις ηλεκτρονιακές δομές παρατηρούμε ότι το Ca έχει περισσότερες συμπληρωμένες N στιβάδες από το Na, συνεπώς μεγαλύτερη ατομική ακτίνα. Επειδή το Ca έχει μεγαλύτερη ατομική ακτίνα, αποβάλλει ευκολότερα ένα από τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας του, σε σύγκριση με το Na. Άρα το Ca έχει μικρότερη ενέργεια πρώτου ιοντισμού από το Na.

β. Επειδή το Ca έχει **μικρότερη ενέργεια πρώτου ιοντισμού** από το Na, **μετατρέπεται ευκολότερα σε θετικό ιόν**. Άρα, το Ca είναι **ηλεκτροθετικότερο** του Na.