

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 7ος

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΡΧΙΚΗΣ ΕΚΔΟΣΗΣ

Το παρόν βιβλίο περιέχει τα παρακάτω κεφάλαια:

- α) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Β΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ., Θεοδωρόπουλου Π. και Κάλλη Α. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 2, 3, 4, 5.
- β) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Γ΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ. και Θεοδωρόπουλου Π. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 1, 3, 5.

**Επιστημονικός Υπεύθυνος –
Διεύθυνση Ομάδων Εργασίας:
Στέλιος Λιοδάκης**

Ομάδα Συγγραφής:

**Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός,
Επίκουρος Καθηγητής ΕΜΠ**

**Δημήτρης Γάκης, Δρ. Χημικός
Μηχανικός, Λέκτορας ΕΜΠ**

**Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Μηχανικός Δ/θμιας
Εκπαίδευσης**

**Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

**Αναστάσιος Κάλλης, Χημικός
Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

Ομάδα Τεχνικής Υποστήριξης:

**Στάθης Σιάνος, Χημικός Μηχανικός
ΕΜΠ**

**Ηρακλής Αγιοβλασίτης, φοιτητής
στη σχολή Χημικών Μηχανικών,
ΕΜΠ**

Άννα Γάκη, φοιτήτρια στη σχολή
Χημικών Μηχανικών, ΕΜΠ

Βλάσσης Παπανικολάου, φοιτητής
στη σχολή Ηλεκτρολόγων Μηχα-
νικών, ΕΜΠ

Άντζελα Λαζάρου, φωτογράφος
ΤΕΙ Αθήνας

Γλωσσική Επιμέλεια:

Χρήστος Ανδρίτσος

Τεχνική Επιμέλεια:

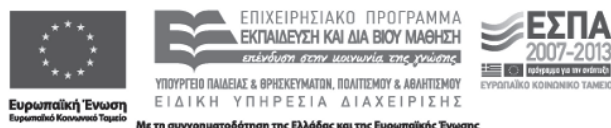
Στέλιος Λιοδάκης

**Υπεύθυνος στο πλαίσιο του
Παιδαγωγικού Ινστιτούτου:**

Δρ. Αντώνιος Σ. Μπομπέτσης,
Χημικός, M.Ed., Ph.D., Σύμβουλος
Π.Ι.

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΕΠΑΝΕΚΔΟΣΗΣ

Η επανέκδοση του παρόντος βιβλίου πραγματοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Τεχνολογίας Υπολογιστών & Εκδόσεων «Διόφαντος» μέσω ψηφιακής μακέτας, η οποία δημιουργήθηκε με χρηματοδότηση από το ΕΣΠΑ / ΕΠ «Εκπαίδευση & Διά Βίου Μάθηση» / Πράξη «ΣΤΗΡΙΖΩ».



Οι διορθώσεις πραγματοποιήθηκαν κατόπιν έγκρισης του Δ.Σ. του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής

Η αξιολόγηση, η κρίση των προσαρμογών και η επιστημονική επιμέλεια του προσαρμοσμένου βιβλίου πραγματοποιείται από τη Μονάδα Ειδικής Αγωγής του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής.

Η προσαρμογή του βιβλίου για μαθητές με μειωμένη όραση από το ΙΤΥΕ – ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ πραγματοποιείται με βάση τις προδιαγραφές που έχουν αναπτυχθεί από ειδικούς εμπειρογνώμονες για το ΙΕΠ.

**ΠΡΟΣΑΡΜΟΓΗ ΤΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ
ΓΙΑ ΜΑΘΗΤΕΣ
ΜΕ ΜΕΙΩΜΕΝΗ ΟΡΑΣΗ**

ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ

**ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ, ΕΡΕΥΝΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ**

**ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΗΣ
ΠΟΛΙΤΙΚΗΣ**

**Σ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης,
Δ. Θεοδωρόπουλος,
Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης**

**Η συγγραφή και η επιστημονική
επιμέλεια του βιβλίου
πραγματοποιήθηκε υπό την αιγίδα
του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου**

**Χημεία
γ' λυκείου**

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 7ος

Ι.Τ.Υ.Ε. «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»



[6]

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- 6.1 Τροχιακό-κβαντικοί αριθμοί
- 6.2 Αρχές δόμησης
- 6.3 Δομή περιοδικού πίνακα (τομείς s, p, d, f)-στοιχεία μετάπτωσης
- 6.4 Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων
- 6.5 Ηλεκτρονιακοί τύποι - σχήματα μορίων (θεωρία VSEPR)
- Ερωτήσεις - προβλήματα

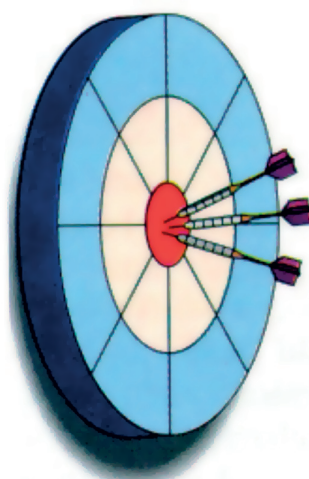
«Η κβαντομηχανική μας έχει δείξει τι συμβαίνει, και στο βαθύτερο δυνατό επίπεδο... έχει χρησιμοποιήσει τις ιδέες του πειραματικού χημικού - η φανταστική αντίληψη που ήλθε σ' αυτούς που έζησαν στα εργαστήριά τους και άφηναν τις σκέψεις τους να επιμένουν δημιουργικά στα δεδομένα που έβρισκαν - και έχει δείξει πως συμφωνούν όλες μαζί, πως, εάν επιθυμείται, έχουν όλες μαζί μία μόνο εξήγηση, και πως αυτή η κρυφή σχέση μεταξύ τους μπορεί να αποκαλυφθεί»

C.A. Coulson

ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

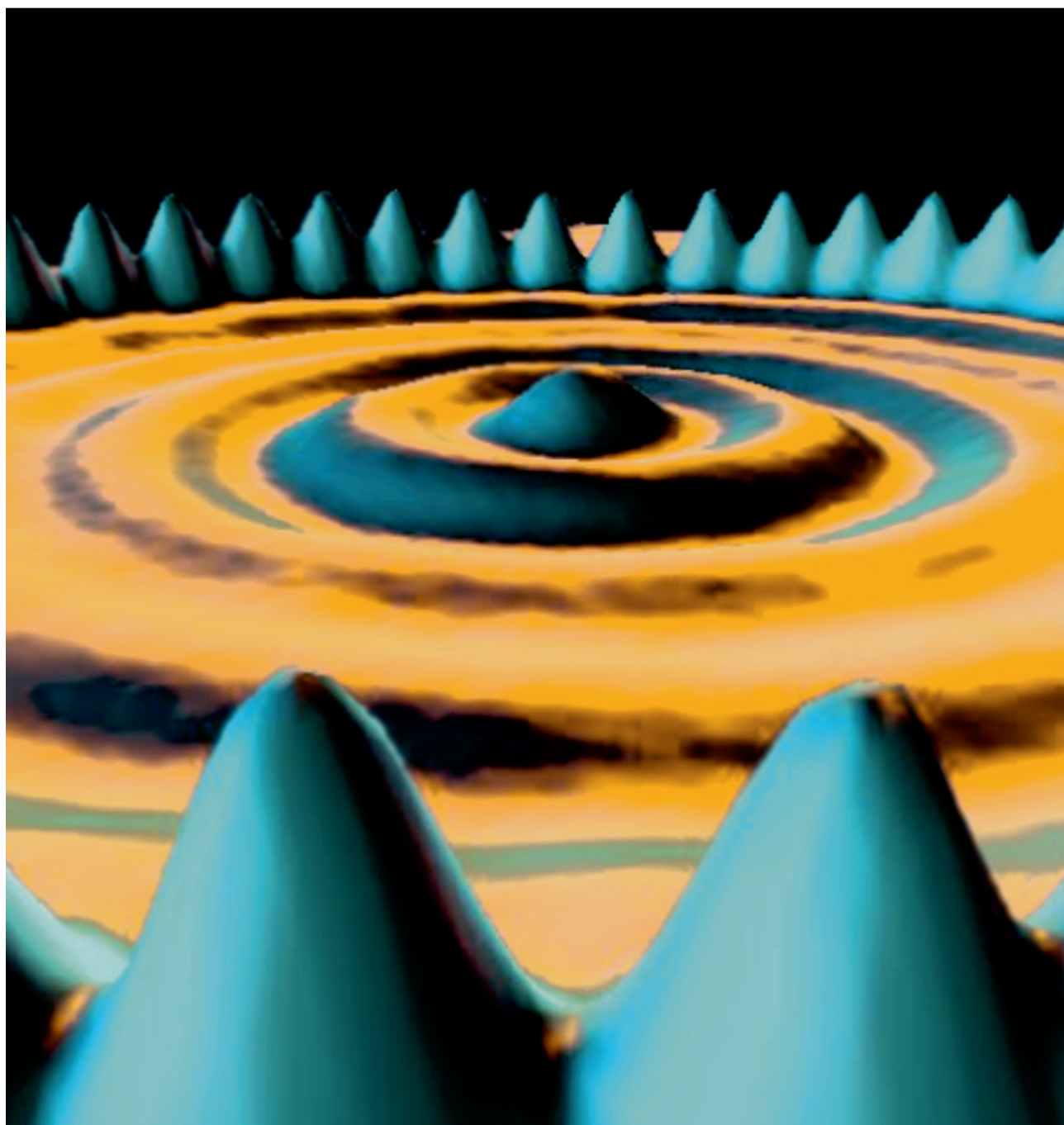
Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να περιγράψεις το ατομικό πρότυπο του Bohr, εξηγώντας τις δύο φερώνυμες συνθήκες και την εξίσωση Planck.
- Να περιγράψεις το κβαντομηχανικό πρότυπο του ατόμου, με βάση την κυματική θεωρία της ύλης του de Broglie, την αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg και την κυματική εξίσωση του Schrödinger.
- Να εξηγείς τι είναι τροχιακό και να το διακρίνεις από την τροχιά. Να ορίζεις τι είναι στιβάδα και τι υποστιβάδα, με βάση την έννοια του τροχιακού.



- Να αναφέρεις τι εκφράζει ο κάθε κβαντικός αριθμός και τι τιμές παίρνει.
- Να περιγράψεις τις βασικές αρχές ηλεκτρονιακής δόμησης (απαγορευτική αρχή του Pauli, αρχή της ελάχιστης ενέργειας, κανόνας του Hund). Να γράφεις την ηλεκτρονιακή δομή ενός ατόμου στη θεμελιώδη του κατάσταση, αν γνωρίζεις τον ατομικό του αριθμό.
- Να συνδέεις την ηλεκτρονιακή δόμηση με την κατάταξη των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα. Να ταξινομείς τα στοιχεία, ανάλογα με την ηλεκτρονιακή τους δόμηση, στους τομείς s, p, d, f.
- Να διακρίνεις την περιοδική τάση των στοιχείων από το Na έως το Ar (3η περίοδος) με εφαρμογή στα οξείδια και χλωρίδιά τους.

- Να αναφέρεις και να αιτιολογείς τις χαρακτηριστικές ιδιότητες των στοιχείων μεταπτώσεως.
- Να ορίζεις τα θεμελιώδη χαρακτηριστικά του ατόμου: ατομική ακτίνα, ενέργεια ιοντισμού και ηλεκτρονιοσυγγένεια και να συνδέσεις τις τιμές αυτών με την ηλεκτρονιακή δομή και κατ' επέκταση με τη θέση του ατόμου στον περιοδικό πίνακα.
- Να γράφεις τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis καθαρών ουσιών (στοιχείων ή ενώσεων).
- Να αναπτύσσεις τη θεωρία VSEPR και να περιγράφεις με βάση αυτή τη γεωμετρία ορισμένων μορίων.



Ριζωμένοι στο μακρόκοσμο μας αδυνατούμε εύκολα να κατανοήσουμε ένα άλλο κράτος, το κράτος της κβαντομηχανικής, όπου οι γνωστές συμπεριφορές των αντικειμένων

10 / 202

καταργούνται. Εκεί όπου τα μικροσκοπικά σωματίδια, όπως είναι τα ηλεκτρόνια, μπορούμε κάποιες φορές να τα θεωρούμε κύματα. Εκεί όπου δεν μπορούμε να προσδιορίσουμε με απόλυτη ακρίβεια και την ταχύτητα και τη θέση τους, αφού σαν πεταλούδες, όσο τα στριμώχνουμε στη γωνία για να βρούμε τη θέση τους, τόσο η ταχύτητά τους γίνεται πιο απροσδιόριστη, με αποτέλεσμα να υπάρχει αβεβαιότητα. Αυτό τον ασύλληπτα μικροσκοπικό κόσμο έχουν οι επιστήμονες τα τελευταία χρόνια «φωτογραφήσει» με μια καινούργια τεχνική της Μικροσκοπικής Σάρωσης Σήραγγας. Στην παρακάτω φωτογραφία απεικονίζονται τα κύματα των ηλεκτρονίων ατόμων σιδήρου, διατεταγμένων κυκλικά, σε χάλκινη επιφάνεια.

[6]

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

Εισαγωγή

Στο κεφάλαιο αυτό γίνεται προσπάθεια να δοθούν οι «σύγχρονες» απόψεις γύρω από τη δομή του ατόμου. Είναι πραγματικά μια δύσκολη προσπάθεια, μια και από την «εύληπτη» τροχιά του Bohr περνάμε σε στιβάδες, υποστιβάδες και τροχιακά. Περνάμε από τη «βεβαιότητα» στην αβεβαιότητα και στην πιθανότητα, με το τροχιακό σαν το χώρο που είναι δυνατόν να βρίσκεται το κάθε ηλεκτρόνιο. Οι τέσσερις κβαντικοί αριθμοί και οι αρχές δόμησης (απαγορευτική αρχή

Pauli, αρχή ελάχιστης ενέργειας και κανόνας του Hund) θα μας βοηθήσουν να κατανοήσουμε τα ηλεκτρόνια κάθε ατόμου γύρω από τον πυρήνα του. Με την κατανομή των ηλεκτρονίων αυτή θα αποκαλυφθεί όλη η «λογική» του περιοδικού πίνακα. Θα ερμηνευθούν με τον τρόπο αυτό και η θέση και οι ιδιότητες (όπως π.χ. η ηλεκτρονιοσυγγένεια) των στοιχείων.

Έπειτα θα ασχοληθούμε με το μόριο. Με βάση τη δομή των στοιχείων θα δοθεί μια άποψη για τον «τύπο» της ένωσης, που δίνουν τα άτομα όταν ενώνονται. Και οι ηλεκτρονιακοί κατά Lewis τύποι είναι μια πολύ καλή προσέγγιση στο θέμα αυτό. Με τους τύπους αυτούς αρκετές ιδιότητες των ενώσεων μπορούν πλέον να ερμηνευθούν. Όμως

το παζλ δεν έχει ακόμη ολοκληρωθεί. Για να συμπληρωθεί έρχεται η μοριακή γεωμετρία, η οποία μας δίνει κανόνες για να προβλέψουμε πλέον το σχήμα του μορίου σαν ένα γεωμετρικό «αντικείμενο». Η θεωρία VSEPR είναι εδώ ένα πολύτιμο «εργαλείο».

[6.1]

Τροχιακό - Κβαντικοί αριθμοί

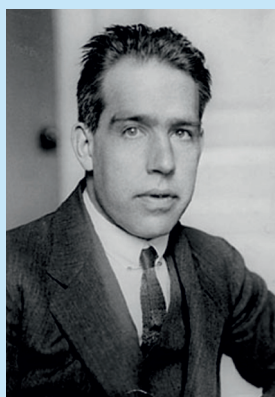
Τροχιακό

Το απλό ατομικό μοντέλο που περιγράψαμε στην Α΄ Λυκείου στηρίχτηκε κυρίως στις απόψεις του Bohr. Το ατομικό πρότυπο του Bohr

(1913) αποτελεί συνέχεια του ατομικού πλανητικού προτύπου του Rutherford, στο οποίο ο Bohr ενσωμάτωσε τις πρωτοποριακές για εκείνη την εποχή ιδέες της κβαντικής θεωρίας. Το ατομικό πρότυπο του Bohr μπορεί να περιγραφεί συνοπτικά με τις περίφημες δύο συνθήκες του:

1η συνθήκη (μηχανική συνθήκη)

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



Niels Bohr (1885-1962).

Δανός φυσικός. Ήταν μαθητής του Rutherford (πανεπιστήμιο Manchester) και του Thomson (πανεπιστήμιο Cambridge). Αργότερα έγινε διευθυντής στο Ινστιτούτο Θεωρητικής Φυσικής στην Κοπεγχάγη. Κοντά του μαθήτευσαν μεγάλες προσωπικότητες από τους οποίους επτά τιμήθηκαν αργότερα με βραβεία Nobel, όπως ο Heisenberg και ο Pauli.

Ο Bohr εφάρμοσε τις βασικές αρχές της κλασικής φυσικής σε συνδυασμό με τις αρχές της κβαντικής θεωρίας (της φυσικής του μικρόκοσμου), με αποτέλεσμα το ατομικό του πρότυπο να αποτελεί υβρίδιο

δύο διαφορετικών τρόπων σκέψης. Παρά το γεγονός ότι τελικά η παραδοχή του για κυκλικές τροχιές αποδείχτηκε λανθασμένη, οι σκέψεις του Bohr εξακολουθούν να έχουν μεγάλη αξία, καθώς αποτελούν τη βάση για την ανάπτυξη των σύγχρονων αντιλήψεων περί ατόμου (κβαντομηχανικό πρότυπο ατόμου). Για την προσφορά του αυτή τιμήθηκε με το βραβείο Nobel 1922, ενώ προς χάριν του ονομάστηκε το υπ' αριθμό 107 στοιχείο του περιοδικού πίνακα Ns (nielsbohrium).

Στην περίπτωση του ατόμου του υδρογόνου η συνολική ενέργεια του ηλεκτρονίου υπολογίστηκε ότι είναι:

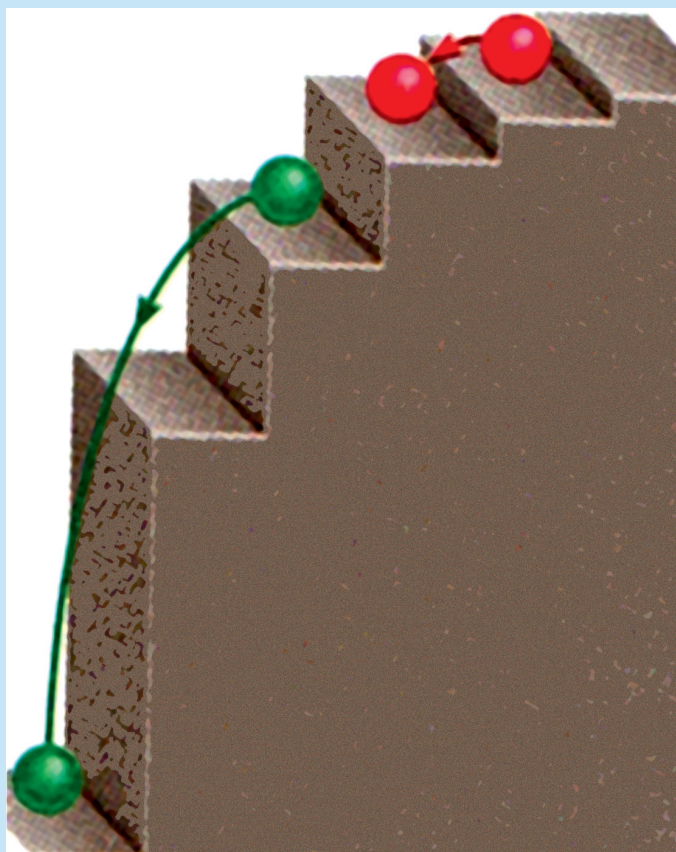
$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J}$$

όπου $n = 1, 2, 3, \dots$ ο κύριος κβαντικός αριθμός, ο οποίος καθορίζει την ενεργειακή στάθμη του ηλεκτρονίου.

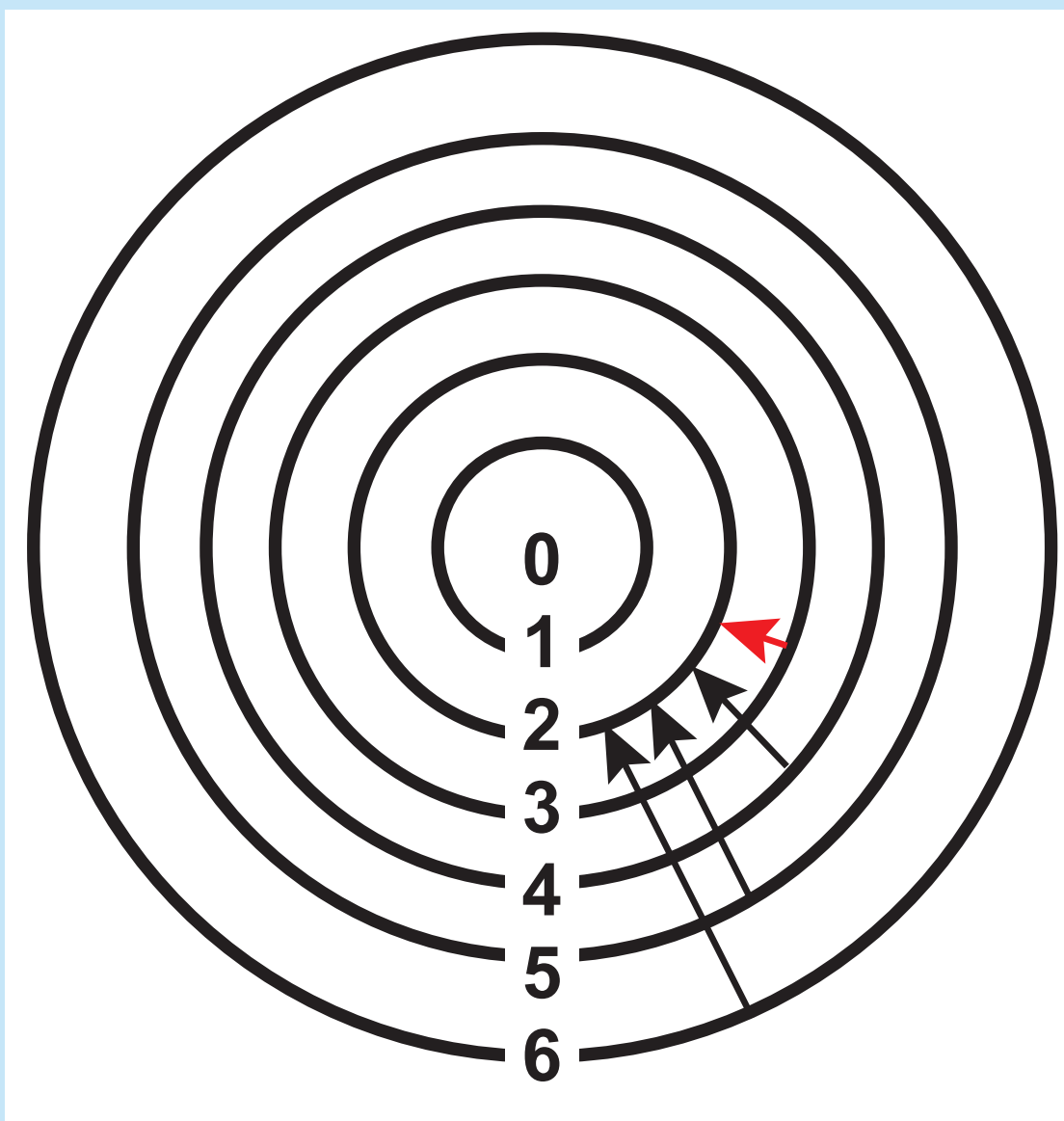
Το αρνητικό πρόσημο στην παραπάνω έκφραση έχει τη φυσική έννοια ότι όσο μεγαλώνει η τιμή του n , τόσο μεγαλώνει η ενέργεια του ηλεκτρονίου. Με άλλα λόγια, όσο το ηλεκτρόνιο απομακρύνεται από τον πυρήνα, τόσο μεγαλώνει η ενέργειά του. Αναμένεται μάλιστα να πάρει

τη μέγιστη τιμή ($E = 0$), όταν το ηλεκτρόνιο απομακρυνθεί αρκετά και η έλξη του πυρήνα μηδενιστεί. Σ' αυτή την περίπτωση, το ηλεκτρόνιο παύει πλέον να ανήκει στο άτομο και έχει επέλθει ιοντισμός.

Ένα άτομο λέμε ότι είναι σε θεμελιώδη κατάσταση, όταν τα ηλεκτρόνιά του είναι κατά το δυνατό πλησιέστερα στον πυρήνα. Αντίθετα, λέμε πως το άτομο είναι σε διέγερση, όταν π.χ. με θέρμανση τα ηλεκτρόνια μεταπηδήσουν σε υψηλότερες ενεργειακές στάθμες.



Μηχανικό ανάλογο των αντιλήψεων του Bohr. Το e^- κινείται σε ορισμένες τροχιές με καθορισμένες ενεργειακές στάθμες. Όταν το e^- μετακινείται από τη μια ενεργειακή στάθμη στην άλλη, τότε αποβάλλει ή προσλαμβάνει ενέργεια.



Η παραμονή του ηλεκτρονίου στη διεγερμένη κατάσταση διαρκεί ελάχιστα ($10^{-10} - 10^{-8}$ s). Το άτομο μεταπίπτει σε μια λιγότερο διεγερμένη κατάσταση ή στη θεμελιώδη του κατάσταση. Κάθε μετάπτωση

συνοδεύεται από την εκπομπή ενός φωτονίου.

2η συνθήκη (οπτική συνθήκη)

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

Ειδικότερα, όταν ένα ηλεκτρόνιο μεταπίπτει από υψηλότερη σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη τότε εκπέμπει ακτινοβολία, ενώ όταν μεταπίπτει από χαμηλότερη σε υψηλότερη ενεργειακή στάθμη τότε απορροφά ενέργεια.

Σύμφωνα με τις αντιλήψεις του Γερμανού φυσικού Planck (1900), οι

οποίες εγκαινιάζουν μια νέα θεώρηση στην ερμηνεία του μικρόκοσμου (κβαντική θεωρία), έχουμε:

- Η ακτινοβολία εκπέμπεται όχι με συνεχή τρόπο αλλά σε μικρά πακέτα (**κβάντα**). Τα κβάντα φωτός ή της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας γενικότερα ονομάζονται **φωτόνια**.

- Η συχνότητα της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας αποτελεί το μέτρο του ενεργειακού περιεχομένου των φωτονίων της.

Με βάση τις σκέψεις του Planck κάθε κβάντο μεταφέρει ενέργεια, E , ανάλογη προς τη συχνότητα της εκπεμπόμενης ακτινοβολίας, ν .

Δηλαδή:

$$E = h \nu$$

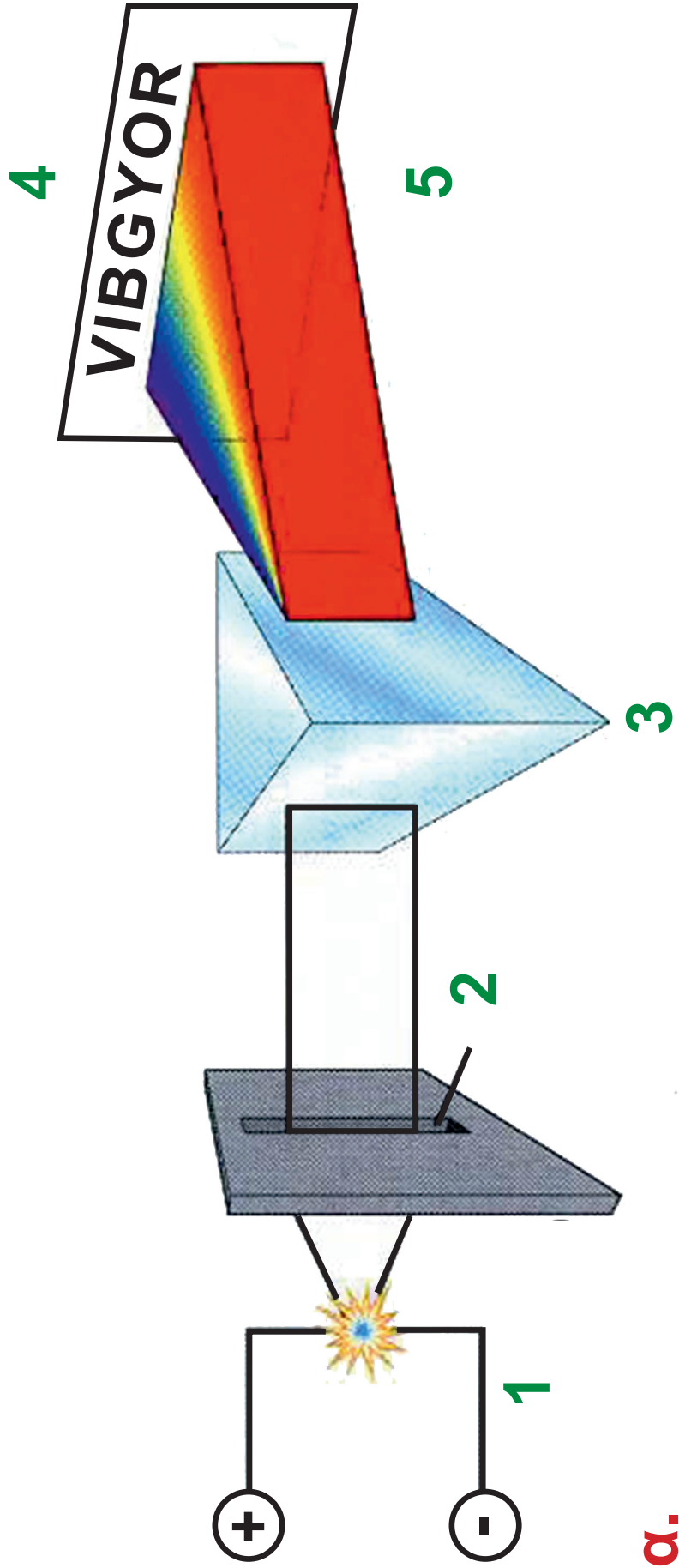
όπου h : η σταθερά Planck, που είναι ίση με $6,63 \cdot 10^{-34}$ J s.

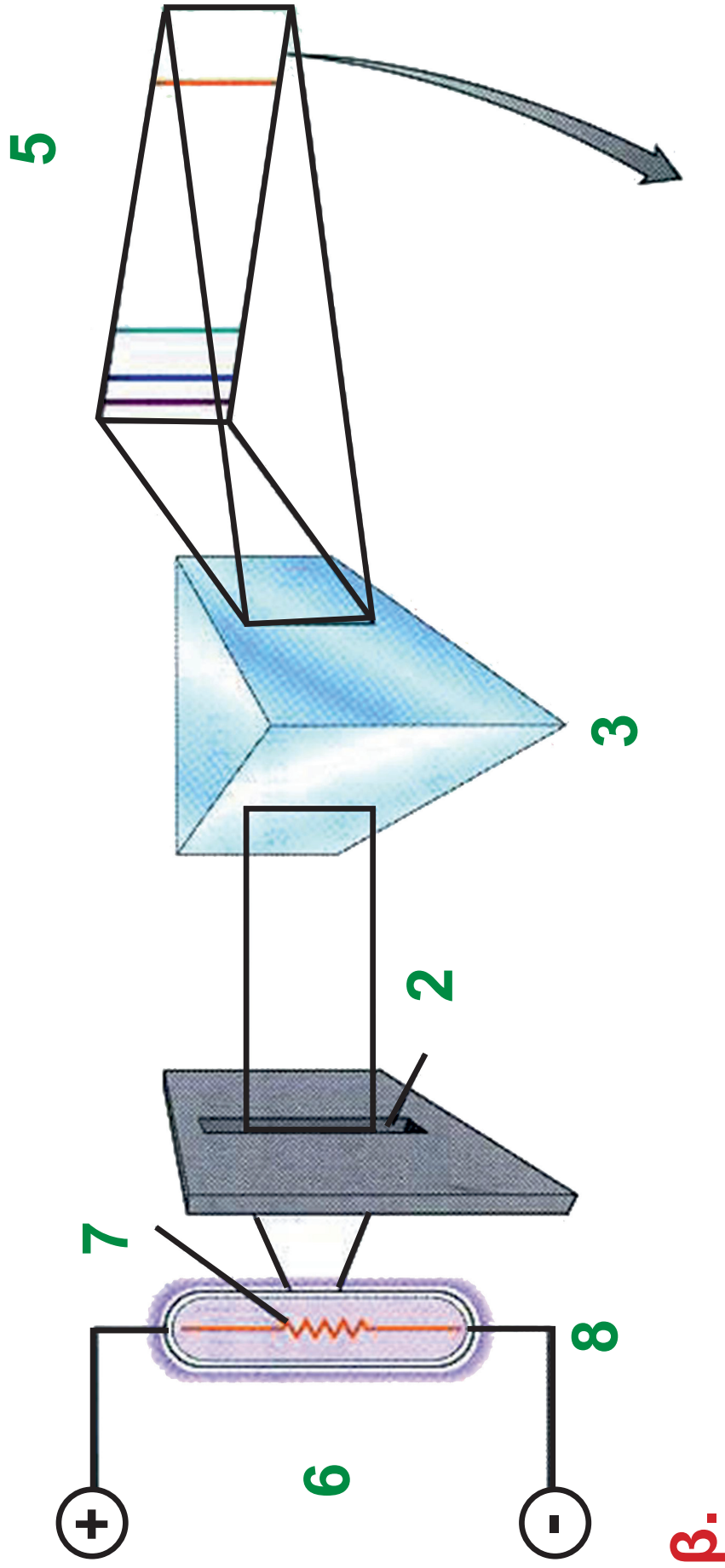
Υιοθετώντας τις ιδέες του Planck, ο Bohr οδηγήθηκε στην παρακάτω εξίσωση:

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

η οποία συσχετίζει τη διαφορά ενέργειας, ΔE , κατά την μετάπτωση ηλεκτρονίου από μια ενεργειακή στάθμη (E_i), σε μια άλλη μικρότερης (E_f), με τη συχνότητα της εκπεμπόμενης ακτινοβολίας, ν . Το πρότυπο του Bohr είχε μεγάλη επιτυχία στην ερμηνεία του γραμμικού φάσματος εκπομπής του ατόμου του υδρογόνου.

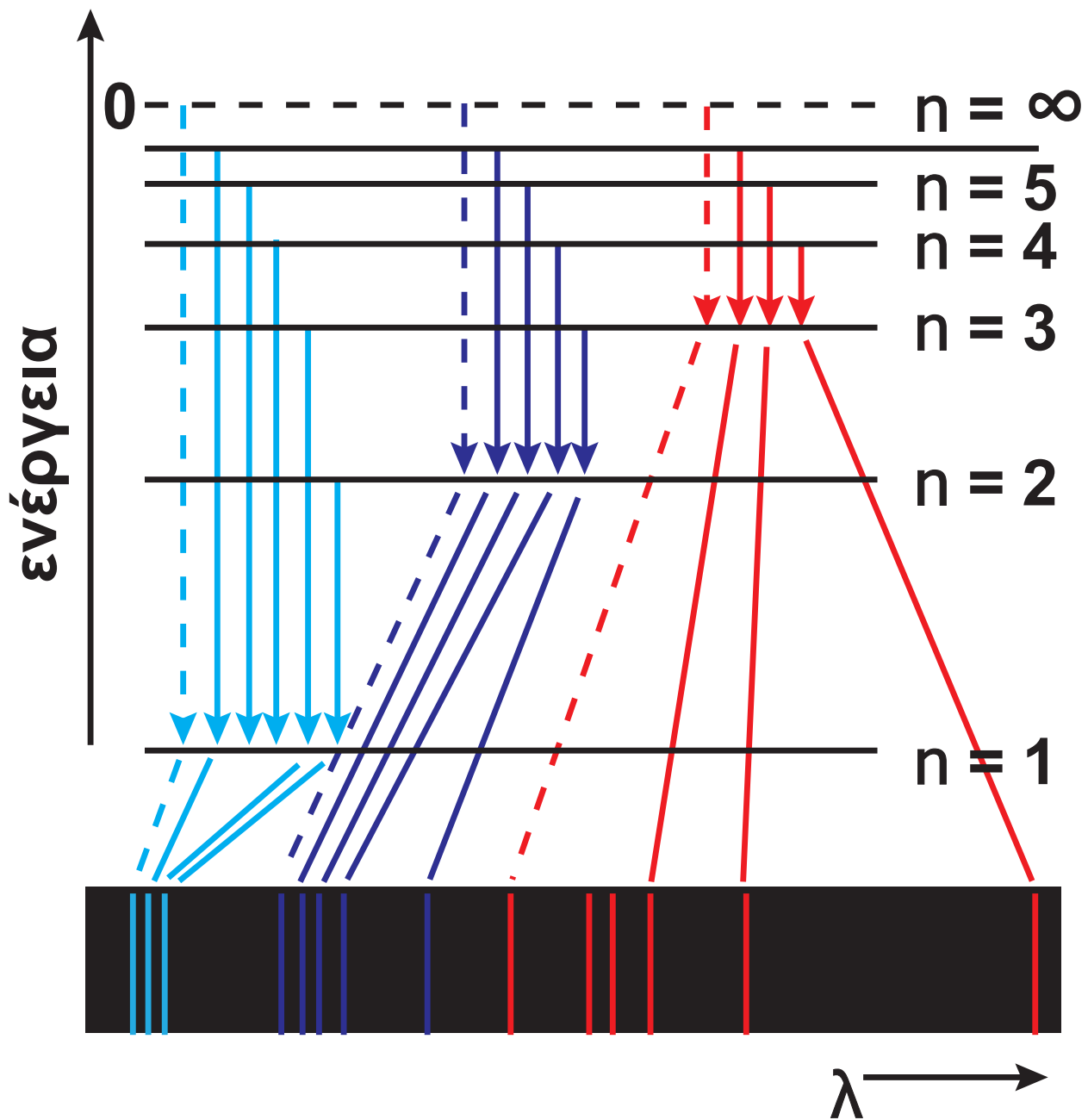
Κάθε φασματική γραμμή μπορούσε να συσχετιστεί με μεταπτώσεις ηλεκτρονίων προς την ίδια ενεργειακή στάθμη (βλέπε σχήμα 6.1).





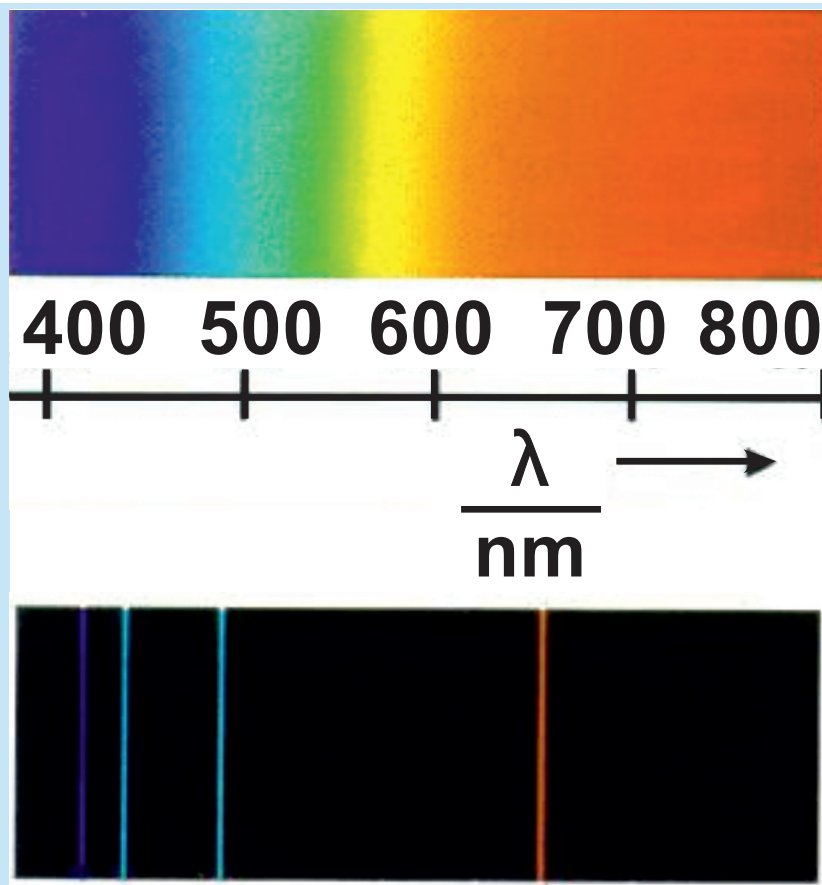
β.

1. Ηλεκτρικό τόξο (πηγή λευκού φωτός) **2.** Σχισμή
3. Πρίσμα **4.** Συνεχές φάσμα **5.** Φωτογραφική πλάκα
6. Υψηλή τάση **7.** Τόξο **8.** Αέριο υδρογόνο



Η θεωρία του Bohr, παρά τη μεγάλη επιτυχία που γνώρισε στην αρχή, έπρεπε να εγκαταλειφθεί δώδεκα μόλις χρόνια μετά, καθώς δεν κατάφερε να ερμηνεύσει ούτε τα φάσματα εκπομπής πολυπλοκότερων του

υδρογόνου ατόμων (πολυηλεκτρονικά άτομα, π.χ. He, Li κ.λπ.) ούτε το χημικό δεσμό.



Συνεχές φάσμα (πάνω).
Γραμμικό φάσμα (κάτω).

ΣΧΗΜΑ 6.1

α. Πηγή λευκού φωτός αναλύεται σε πρίσμα και δημιουργεί

μια συνεχή χρωματιστή ταινία (συνεχές φάσμα εκπομπής), που αποτυπώνεται σε φωτογραφική πλάκα.

β. Σωλήνας καθοδικών ακτίνων, που περιέχει υδρογόνο σε κατάσταση διέγερσης, εκπέμπει φως το οποίο μετά την ανάλυσή του σε πρίσμα σχηματίζει σε φωτογραφική πλάκα μια σειρά από φωτεινές γραμμές (φασματικές γραμμές). Κάθε γραμμή αντιστοιχεί σ' ένα διαφορετικό μήκος κύματος ή χρώματος. Αυτό είναι το γραμμικό ατομικό φάσμα εκπομπής του υδρογόνου. Γενικώς, τα ατομικά φάσματα εκπομπής είναι χαρακτηριστικά του κάθε στοιχείου, αποτελούν, δηλαδή, ένα είδος «δακτυλικού αποτυπώματος», γι' αυτό και βρίσκουν

εφαρμογές στη στοιχειακή χημική ανάλυση.

Τη βάση για την ανάπτυξη των σύγχρονων αντιλήψεων γύρω από το άτομο έδωσε η κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie (1924):

- 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).

Βέβαια θα πρέπει να διευκρινίσουμε ότι η φύση του φωτός (ή ηλεκτρονίου) είναι μία, δηλαδή δεν αλλάζει συνεχώς, απλώς άλλοτε εκδηλώνεται ο σωματιδιακός και άλλοτε ο

κυματικός χαρακτήρας του, ανάλο-
γα με τις πειραματικές συνθήκες
που εφαρμόζουμε. Για παράδειγμα
η κυματική φύση των ηλεκτρονί-
ων εκδηλώνεται με την περίθλαση
των ηλεκτρονίων σε κρυσταλλικό
πλέγμα, η οποία βρίσκει εφαρμογή
στη λειτουργία των ηλεκτρονικών
μικροσκοπίων.

Το μήκος κύματος, λ , ενός σωμα-
τιδίου μάζας, m , και ταχύτητας, u ,
δίνεται από τη σχέση:

$$\lambda = \frac{h}{m u}$$

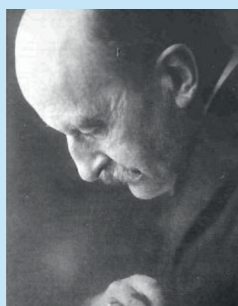
Από την παραπάνω σχέση προκύ-
πτει ότι για να εκδηλωθεί ο κυματι-
κός χαρακτήρας ενός σωματιδίου
θα πρέπει αυτό να έχει μικρή μάζα
και μεγάλη ταχύτητα. Π.χ. μπάλα
του τένις, κινούμενη με ταχύτητα 65

km h^{-1} αντιστοιχεί σε υλικό μήκος κύματος $\lambda < 10^{-33}$ m, το οποίο υπολείπεται κατά πολύ ακόμη και της διαμέτρου των ατομικών πυρήνων. Αντίθετα, η πολύ μικρή μάζα και η σχετικά μεγάλη ταχύτητα των ηλεκτρονίων μας επιτρέπουν να ανιχνεύσουμε την κυματική φύση της κίνησής τους ($\lambda \approx 10^{-10}$ m). Θεμελιώδη επίσης συμβολή στην ανάπτυξη της σύγχρονης αντίληψης για το άτομο έδωσε η αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) του Heisenberg (1927):

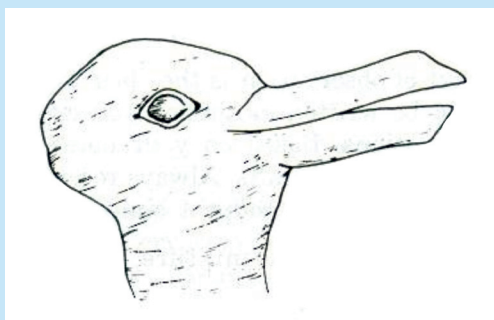
- Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια συγχρόνως τη θέση και την ορμή ($p = m u$) ενός μικρού σωματιδίου, π.χ. ηλεκτρονίου.

Δηλαδή, όσο μεγαλύτερη είναι η ακρίβεια για τον προσδιορισμό της θέσης του σωματιδίου (π.χ. ηλεκτρονίου), τόσο μεγαλύτερο είναι το σφάλμα, δηλαδή τόσο μεγαλύτερη αβεβαιότητα υπάρχει κατά τον προσδιορισμό της ορμής του, και αντιστρόφως. Στην περίπτωση μεγάλων σωμάτων, π.χ. κινούμενη μπάλα ποδοσφαίρου, τα σφάλματα αυτά είναι αμελητέα. Έτσι, μπορεί να προσδιοριστεί με ακρίβεια ταυτόχρονα η θέση και η ταχύτητα της μπάλας, οποιαδήποτε χρονική στιγμή. Στην περίπτωση, όμως, υποατομικών σωματιδίων, π.χ. ηλεκτρονίων, τα σφάλματα αυτά δεν μπορούν να θεωρηθούν αμελητέα και κατά συνέπεια υπάρχει πάντοτε κάποια αβεβαιότητα, είτε ως προς τη

θέση, είτε ως προς την ορμή τους. Η αποδοχή της αρχής της αβεβαιότητας οδηγεί αυτομάτως στην κατάρριψη όλων των πλανητικών προτύπων, συμπεριλαμβανομένου και του ατομικού πρότυπου Bohr. Πράγματι η παραδοχή της κίνησης του ηλεκτρονίου σε καθορισμένη κυκλική τροχιά προϋποθέτει, με βάση τους νόμους της κυκλικής κίνησης, επακριβή γνώση της θέσης και της ταχύτητας.



Max Planck (1858-1947). Γερμανός φυσικός. Από έφηβος αποφάσισε να σπουδάσει φυσική, παρόλο που ο πρόεδρος του τμήματος φυσικής στο πανεπιστήμιο του Μονάχου προσπάθησε να τον αποτρέψει: «ό,τι είχε να δώσει η φυσική το έχει δώσει, ασχολήσου με κάτι άλλο». Ευτυχώς, ο Planck δεν άκουσε τη συμβουλή του. Σπούδασε φυσική στο πανεπιστήμιο του Μονάχου και αργότερα έγινε καθηγητής στο πανεπιστήμιο του Βερολίνου. Σήμερα ο Planck θεωρείται ο πατέρας της κβαντικής θεωρίας. Για την προσφορά του αυτή τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ το 1918.



Όπως στις παραπάνω φωτογραφίες συνυπάρχει ένας λαγός με ένα πουλί (πάνω), μια όμορφη με μια άσχημη γυναίκα (κάτω), έτσι και στο ηλεκτρόνιο συνυπάρχει το σωματίδιο και το κύμα.

Την ίδια εποχή ο Schrödinger έδωσε την περίφημη κυματική εξίσωση, η οποία μαθηματικά συσχετίζει τη σωματιδιακή και κυματική συμπεριφορά του ηλεκτρονίου. Εδώ ανοίγει ο δρόμος για την ανάπτυξη της κβαντομηχανικής, μιας νέας μηχανικής που μπορεί να εφαρμοστεί στο μικρόκοσμο του ατόμου. Σήμερα δε θεωρούμε πλέον ότι ένα ηλεκτρόνιο κινείται σε μια ορισμένη τροχιά γύρω από τον πυρήνα. Στην κβαντομηχανική δε μιλάμε για τη θέση ενός ηλεκτρονίου, αλλά για την πιθανότητα να βρίσκεται σε μια ορισμένη θέση ένα ηλεκτρόνιο.

Με βάση την εξίσωση Schrödinger υπολογίζεται η ενέργεια, E_n , του ηλεκτρονίου, η οποία βρίσκεται σε πλήρη ταύτιση με αυτή

που προσδιόρισε ο Bohr (κβάντωση ενέργειας). Επιπλέον η εξίσωση προσδιορίζει την πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου σε ορισμένο χώρο, πράγμα που βρίσκεται σε πλήρη αντίθεση με τις αντιλήψεις του Bohr (καθορισμένες τροχιές). Πιο αναλυτικά, η επίλυση της εξίσωσης Schrödinger οδηγεί στις **κυματοσυναρτήσεις ψ** , οι οποίες περιγράφουν την κατάσταση του ηλεκτρονίου με ορισμένη ενέργεια (E_n) και ονομάζονται **ατομικά τροχιακά**. Η ονομασία αυτή δόθηκε για να τιμηθεί η προσφορά του Bohr.

Τα ατομικά τροχιακά αποτελούν συναρτήσεις θέσης του ηλεκτρονίου στο άτομο π.χ. είναι της μορφής $\psi(x, y, z)$, όπου x, y, z είναι οι συντεταγμένες που καθορίζουν τη θέση του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα. Το ψ αυτό καθαυτό δεν έχει

φυσική σημασία. Βέβαια, αποτελεί κατά κάποιο τρόπο μια ένδειξη της παρουσίας, ή μη, του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα ($\psi = 0$ υποδηλώνει την απουσία και $\psi \neq 0$ την παρουσία του ηλεκτρονίου). Αντίθετα, το ψ^2 έχει σημαντική φυσική σημασία, καθώς

- Το ψ^2 εκφράζει την πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε ένα ορισμένο σημείο του χώρου γύρω από τον πυρήνα.

Για παράδειγμα:

Στη θέση A: $\psi = 0,1$ ή $\psi^2 = 0,01$

Στη θέση B: $\psi = -0,3$ ή $\psi^2 = 0,09$

Δηλαδή, η πιθανότητα να βρίσκεται το ηλεκτρόνιο στη θέση B είναι εννιά φορές μεγαλύτερη από όσο στη θέση A.

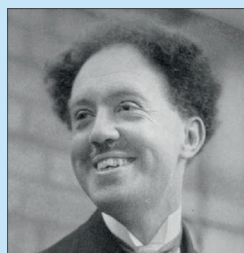
Με άλλα λόγια μπορούμε να πούμε ότι:

40 / 207

- 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.

Εδώ θα πρέπει να παρατηρήσουμε ότι η εξίσωση Schrödinger διατυπώθηκε για να περιγράψει μαθηματικά τη συμπεριφορά του ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου. Μπορεί βέβαια με κατάλληλες προσεγγίσεις να εφαρμοστεί και σε πολυηλεκτρονικά άτομα, παρόλο που η επίλυση της εξίσωσης και ο προσδιορισμός των κυματοσυναρτήσεων, ψ , για τα ηλεκτρόνια σ' αυτές τις περιπτώσεις είναι ένα πολύπλοκο μαθηματικό πρόβλημα. Ωστόσο, τα συμπεράσματα που προκύπτουν από το υδρογόνο,

μπορούν να αποτελέσουν τη βάση για να μελετήσουμε την ηλεκτρονική δομή βαρύτερων ατόμων.



L. de Broglie (1892-1977).

Γάλλος δούκας, φυσικός (με πρώτο πτυχίο στην ιστορία). Τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ φυσικής το 1929 για την ανακάλυψή του ότι το ηλεκτρόνιο έχει κυματική φύση. Η εργασία του αυτή αποτελεί τη βάση λειτουργίας του ηλεκτρονικού μικροσκοπίου.

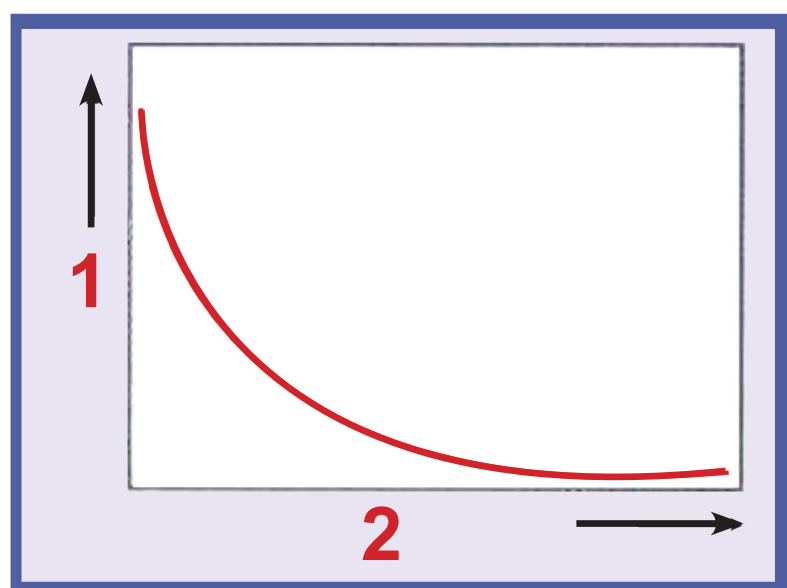
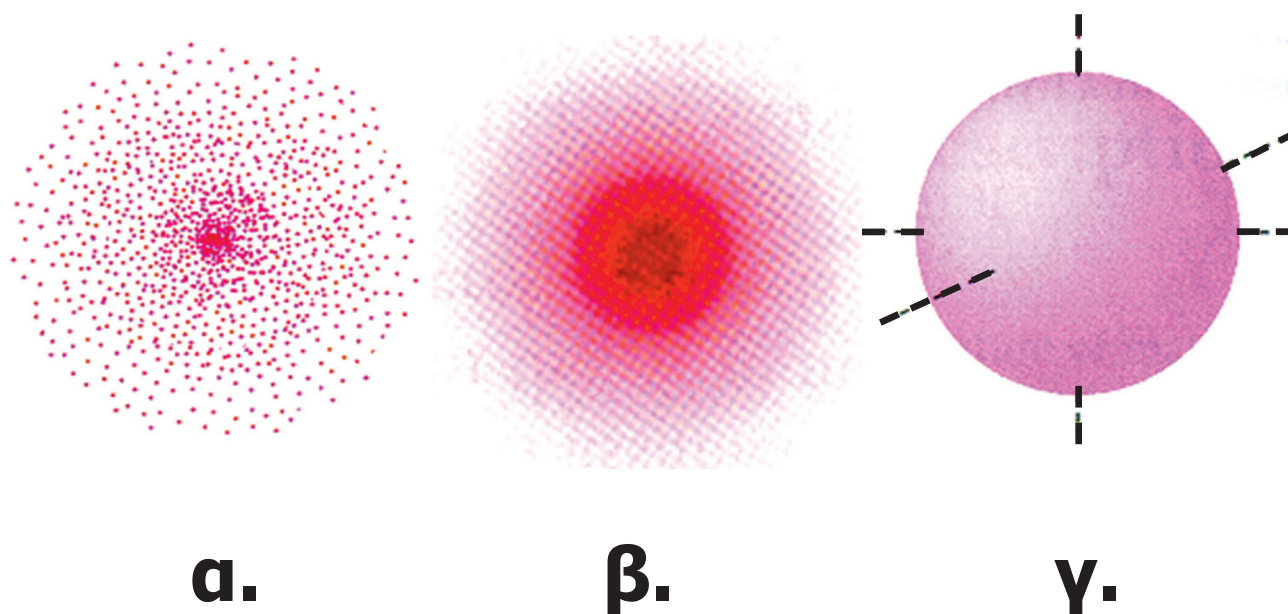


W. Heisenberg (1901-1976). Γερμανός βοηθός του Bohr, σε ηλικία μόλις 32 ετών, τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ.



E. Schrödinger (1887-1961). Αυστριακός φυσικός. Η θεωρία του συνοψίζεται στην περίφημη κυματική εξίσωση, που περιγράφει με επιτυχία την κίνηση των μικρών σωματιδίων. Για την εργασία του αυτή τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ το 1933. Διαδέχτηκε τον καθηγητή Planck στο πανεπιστήμιο του Βερολίνου.

Παρακάτω δίνεται, υπό μορφή παραδείγματος, η σχηματική απεικόνιση του ηλεκτρονιακού νέφους (της συνάρτησης ψ^2) του ατόμου του υδρογόνου, στη θεμελιώδη του κατάσταση.



1. Πυκνότητα ηλεκτρονιακού νέφους
2. Απόσταση από τον πυρήνα

ΣΧΗΜΑ 6.2 Σχηματική απεικόνιση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους του ατόμου του

υδρογόνου σε μη διεγερμένη κατάσταση: α) με «στιγμές» β) με πυκνότητα χρώματος γ) με «οριακές» καμπύλες (πάνω). Γραφική παράσταση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους σε συνάρτηση με την απόσταση από τον πυρήνα (κάτω).

Στην παρουσίαση με «στιγμές» (βλέπε σχήμα α.) η πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους, που είναι και ανάλογη της πιθανότητας παρουσίας του ηλεκτρονίου, καθορίζεται από τον αριθμό των κουκκίδων ανά μονάδα όγκου. Η παράσταση αυτή μας θυμίζει την εικόνα εντόμων γύρω από ένα λαμπτήρα. Στο β' σχήμα, η πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους είναι ανάλογη

της πυκνότητας του χρώματος. Να παρατηρήσουμε ότι το ηλεκτρονιακό νέφος έχει τη μέγιστη πυκνότητα κοντά στον πυρήνα, χωρίς όμως αυτό να σημαίνει ότι εκεί γίνεται εξουδετέρωση φορτίων. Στις «οριακές» καμπύλες, που είναι και η πιο συνηθισμένη απεικόνιση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους (ψ^2), το περίγραμμα της καμπύλης περικλείει τη μέγιστη πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους, π.χ. 90-99% αυτής.

Τέλος, ξεκαθαρίζουμε ότι οι παραπάνω γραφικές παραστάσεις απεικονίζουν την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους (ψ^2) και όχι το τροχιακό (ψ), όπως πολλές φορές αναφέρεται (χάριν απλούστευσης).

ΕΧΟΥΝ ΠΕΙ ΓΙΑ ΤΟ ΑΤΟΜΙΚΟ ΤΡΟΧΙΑΚΟ

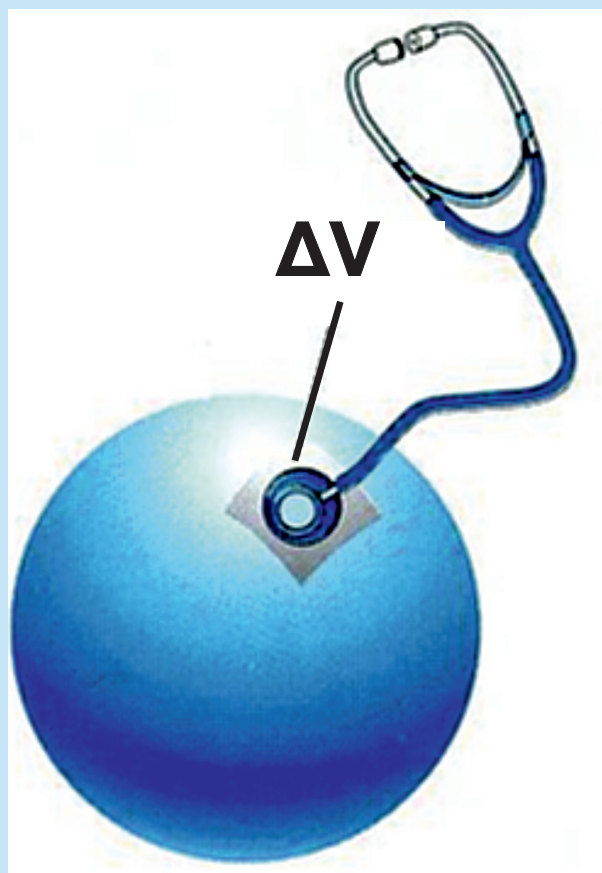
«... Το ατομικό τροχιακό δεν είναι απλά ο χώρος που συχνάζει το ηλεκτρόνιο. Τα ατομικά τροχιακά (το τετράγωνό του για την ακρίβεια) δίνει την πυκνότητα του ηλεκτρονικού νέφους στα διάφορα σημεία του χώρου... .

...Τα ατομικά τροχιακά είναι οι λύσεις ψ της εξίσωσης Schrödinger για το άτομο του υδρογόνου, όχι οι λύσεις των εξισώσεων Schrödinger πολυηλεκτρονικών ατόμων...

...Στο πρότυπο Bohr η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο στον πυρήνα είναι μηδέν, στα ατομικά τροχιακά είναι συχνά διαφορετική από μηδέν...»

(Πνευματικάκης - Κατάκης

«Ανόργανος Χημεία Α΄»)



«Ένα φανταστικό πείραμα για τη μέτρηση της ηλεκτρονιακής πυκνότητας σε χώρο ΔV , γύρω από τον πυρήνα ενός ατόμου, με τη βοήθεια ενός μικροσκοπικού ακουστικού μεγέθους ΔV . Κάθε φορά που περνά το ηλεκτρόνιο από τον όγκο ΔV

ακούγεται ένας κτύπος, όπως μετράμε τους κτύπους της καρδιάς. Ο αριθμός των κτύπων αποτελεί ένα μέτρο της ηλεκτρονιακής πυκνότητας για το χώρο που εξετάζουμε ΔV .».

(Κ. Τσίπης «Χημεία 1. Άτομα και Μόρια»)

«...αν και δεν γνωρίζουμε την ακριβή θέση του ηλεκτρονίου σε δεδομένη στιγμή, το ψ^2 (το τετράγωνο του τροχιακού) προσδιορίζει την περιοχή του χώρου, γύρω από τον πυρήνα όπου μπορούμε να το αναζητήσουμε...»

(J. McMurry «Οργανική Χημεία τόμος 1»)

Κβαντικοί αριθμοί

Στο ατομικό πρότυπο του Bohr ο κύριος κβαντικός αριθμός (n) εισάγεται αυθαίρετα, για τον καθορισμό της ενεργειακής στάθμης του ηλεκτρονίου. Στην κβαντομηχανική εισάγονται τρεις κβαντικοί αριθμοί για τον καθορισμό της κατανομής των ηλεκτρονιακού νέφους (ατομικού τροχιακού). Οι κβαντικοί αυτοί αριθμοί προκύπτουν από την επίλυση της εξίσωσης Schrödinger για το άτομο του υδρογόνου και είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός (n), ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός ή αζιμουθιακός (l) και ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_l). Κάθε δυνατή τριάδα κβαντικών αριθμών (n, l, m_l) οδηγεί σε μια λύση της εξίσωσης Schrödinger, καθορίζοντας ένα συγκεκριμένο τροχιακό του ατόμου.

Να παρατηρήσουμε ότι οι κβαντικοί αυτοί αριθμοί μπορούν άνετα να εφαρμοστούν και σε άλλα άτομα εκτός του υδρογόνου και των υδρογονοειδών (π.χ. He^+ , Li^{2+}). Τέλος, ορίστηκε ο τέταρτος κβαντικός αριθμός, ο κβαντικός αριθμός του spin (m_s), ο οποίος όμως δε συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου και κατά συνέπεια στον καθορισμό του ατομικού τροχιακού.

Ο κύριος κβαντικός αριθμός (n)

παίρνει ακέραιες τιμές 1, 2, 3 ...

Με βάση το πρότυπο του Bohr ο κύριος κβαντικός αριθμός καθορίζει την τροχιά που κινείται το ηλεκτρόνιο. Με βάση την κβαντομηχανική:

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

Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή του n τόσο πιο απομακρυσμένο από τον πυρήνα είναι, κατά μέσο όρο, το ηλεκτρονιακό νέφος. Να θυμηθούμε επίσης ότι ο κύριος κβαντικός αριθμός έχει καθοριστικό ρόλο στη διαμόρφωση της ενέργειας του ηλεκτρονίου (βλέπε ατομικό πρότυπο Bohr).

- Τροχιακά με τον ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό (n) συγκροτούν τη στιβάδα ή φλοιό.

Ο συμβολισμός των στιβάδων ή φλοιών γίνεται με γράμματα, όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα:

κύριος κβαντικός αριθμός, n	1	2	3	4
στιβάδα ή φλοιός	K	L	M	N

- Στιβάδα ή φλοιός είναι το σύνολο των τροχιακών με τον ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό, n .

- Ο κύριος κβαντικός αριθμός είναι ενδεικτικός της έλξης πυρήνα - ηλεκτρονίου.

Ο δευτερέων κβαντικός αριθμός ή αζιμουθιακός (l) παίρνει τιμές ανάλογα με την τιμή που έχει ο n , δηλαδή $0, 1, 2, \dots (n - 1)$.

• Ο αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονιακού νέφους (τροχιακού). Ατομικά τροχιακά που έχουν το ίδιο n και l αποτελούν υποστιβάδα ή υποφλοιό.

• Ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός είναι ενδεικτικός της άπωσης μεταξύ των ηλεκτρονίων.

Οι υποστιβάδες ή υποφλοιοί συμβολίζονται με γράμματα. Με τον ίδιο τρόπο συμβολίζονται και τα αντίστοιχα ατομικά τροχιακά, όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα:

αζιμουθια- κός κβαντι- κός αριθ- μός, l	0	1	2	3
υποστιβάδα	s	p	d	f	
ατομικό τροχιακό	s	p	d	f

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

- Οι συμβολισμοί των τροχιακών προκύπτουν από τα αρχικά των λέξεων που χαρακτηρίζουν τις φασματικές γραμμές
s: sharp (οξύς)
p: principal (κύριος)
d: diffuse (διάχυτος)
f: fundamental (θεμελιώδης).

Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_l) παίρνει τιμές ανάλογα με την τιμή του l και συγκεκριμένα παίρνει τις τιμές $-l, (-l + 1), \dots, 0, \dots, l, (l - 1), +l$

- Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_l καθορίζει τον προσανατολισμό του ηλεκτρονιακού νέφους σε σχέση με τους άξονες x, y, z .

Το όνομα «μαγνητικός» προέρχεται από το γεγονός ότι το ηλεκτρόνιο, ως κινούμενο φορτίο που είναι, δημιουργεί μαγνητικό πεδίο καθορισμένης φοράς.

- Σε κάθε τιμή του μαγνητικού κβαντικού αριθμού αντιστοιχεί και ένα τροχιακό.

Σε κάθε υποστιβάδα με τιμή δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού l αντιστοιχούν $(2l + 1)$ τροχιακά. Δηλαδή: με $l = 0$ (υποστιβάδα s), έχουμε $(2 \cdot 0 + 1) = 1$ τροχιακό s όταν $l = 1$ (υποστιβάδα p), έχουμε $(2 \cdot 1 + 1) = 3$ τροχιακά p

Για το τροχιακό p χρησιμοποιούνται
τα παρακάτω σύμβολα:

μαγνητικός κβαντι- κός αριθμός, m_l	+ 1	0	-1
ατομικό τροχιακό	p_x	p_z	p_y

- Το ατομικό τροχιακό καθορίζεται με βάση τους τρεις πρώτους κβαντικούς αριθμούς, n , l , m_l .



$$m_s = -\frac{1}{2}$$



$$m_s = +\frac{1}{2}$$

Το ηλεκτρόνιο μπορεί να κινηθεί γύρω από τον άξονά του (spin ηλεκτρονίου), είτε με τη φορά των δεικτών του ρολογιού, είτε αντίστροφα. Στην πρώτη περίπτωση έχουμε $m_s = -\frac{1}{2}$ και στη δεύτερη περίπτωση $m_s = +\frac{1}{2}$.

Ο κβαντικός αριθμός του spin (m_s)

παίρνει τιμές ή $+\frac{1}{2}$ ή $-\frac{1}{2}$, είναι δηλαδή ανεξάρτητος από τις τιμές των άλλων κβαντικών αριθμών.

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

Δηλαδή, για τιμή $m_s = +\frac{1}{2}$, λέμε ότι έχουμε παράλληλο spin ή spin προς τα πάνω (\uparrow), ενώ για τιμή $m_s = -\frac{1}{2}$, λέμε ότι έχουμε αντιπαράλληλο spin ή spin προς τα κάτω (\downarrow). Σε κάθε τροχιακό δεν μπορούμε να έχουμε περισσότερα από δύο ηλεκτρόνια. Μάλιστα το ένα περιστρέφεται γύρω από τον άξονά του αντίθετα από το άλλο, δηλαδή έχουν αντίθετη ιδιοπεριστροφή (spin). Τέλος να παρατηρήσουμε ότι ο κβαντικός αριθμός του spin δεν συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου, ούτε στον καθορισμό του τροχιακού.

Συμπερασματικά, οι τέσσερις κβαντικοί αριθμοί περιγράφουν

πλήρως την κατάσταση του ηλεκτρονίου στο άτομο. Δηλαδή:

οι τέσσερις κβαντικοί αριθμοί (n, l, m_l, m_s) προσδιορίζουν, αντίστοιχα:

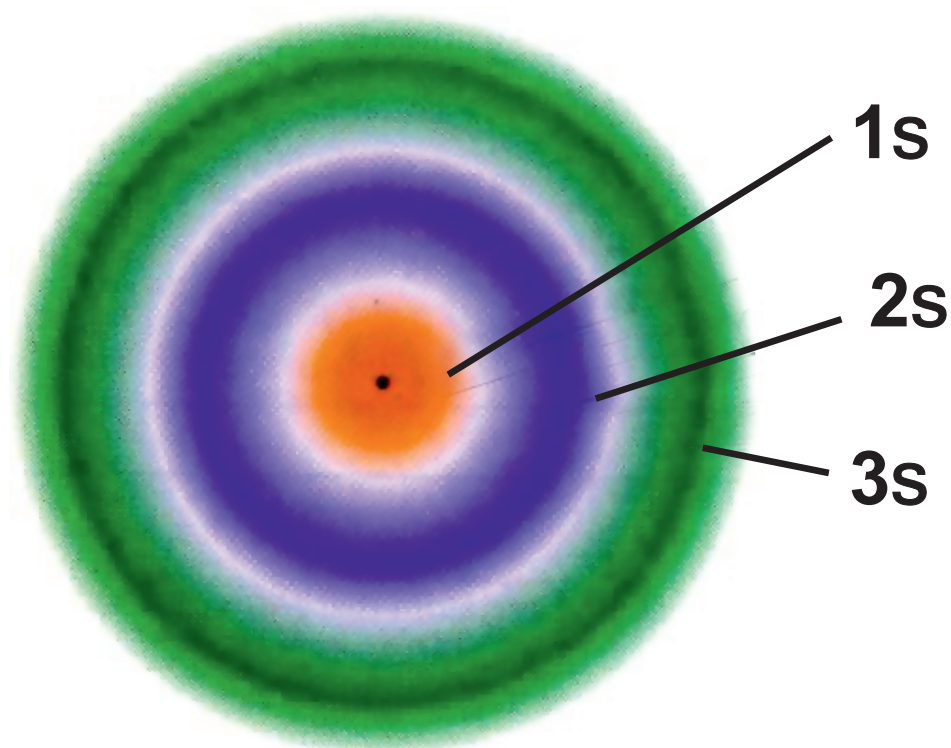
- τη στιβάδα (φλοιό)
- την υποστιβάδα (υποφλοιό)
- το τροχιακό και
- το spin του ηλεκτρονίου

Γραφική απεικόνιση ατομικών τροχιακών

Όπως ήδη έχουμε αναφέρει, η απεικόνιση των ατομικών τροχιακών ή ακριβέστερα της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους μπορεί να γίνει με πολλούς τρόπους. Η παράσταση των τροχιακών (συναρτήσεων ψ^2) με οριακές καμπύλες

είναι από τις πιο συνηθισμένες. Να θυμίσουμε ότι το περίγραμμα της καμπύλης περικλείει το 90-99% της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους.

Τα s τροχιακά ($l = 0$) έχουν σφαιρική συμμετρία, που σημαίνει ότι η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε μια ορισμένη απόσταση από τον πυρήνα είναι ανεξάρτητη από την κατεύθυνση. Τα s τροχιακά συμβολίζονται με σφαίρες, το μέγεθος των οποίων εξαρτάται από τον κύριο κβαντικό αριθμό. Όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n , στον οποίο ανήκει το τροχιακό s , τόσο μεγαλύτερη είναι και η ακτίνα της σφαίρας.



ΣΧΗΜΑ 6.3 Σχηματική παρουσίαση των 1s, 2s και 3s τροχιακών (συναρτήσεων ψ_s^2).

Η ένταση του χρώματος είναι ανάλογη προς την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους.

Με ανάλογη σκέψη, τα p τροχιακά έχουν το σχήμα διπλού λοβού, όπως φαίνεται στο σχήμα 6.4. Το

σχήμα του λοβού είναι το σχήμα που προκύπτει αν ένα σφαιρικό μπαλόνι «τραβηχτεί» από κάποιο σημείο του, π.χ. από εκεί που είναι δεμένο. Να παρατηρήσουμε επίσης ότι το ηλεκτρόνιο στο p τροχιακό, αντίθετα από ό,τι συμβαίνει στο s , έχει ελάχιστη πιθανότητα να βρεθεί κοντά στον πυρήνα.

Όπως γνωρίζουμε, σε κάθε τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού με $n \geq 2$, αντιστοιχούν τρία p τροχιακά, που έχουν ίδιο μέγεθος και σχήμα αλλά διαφορετικό προσανατολισμό. Το καθένα απ' αυτά τα τροχιακά, p_x , p_y και p_z , προσανατολίζεται στον αντίστοιχο άξονα, x , y και z , όπως φαίνεται στο σχήμα 6.4. Επίσης, όπως και στην περίπτωση των s , το μέγεθος του p τροχιακού καθορίζεται από την τιμή του κύριου

κβαντικού αριθμού. Δηλαδή, όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n στον οποίο ανήκει το τροχιακό p , τόσο μεγαλύτερο είναι το μέγεθος του τροχιακού.

Τέλος, τα d τροχιακά ($l = 2$) είναι πέντε ($m_l: -2, -1, 0, +1, +2$) με σχετικά πολύπλοκη απεικόνιση, που ξεφεύγει από τα όρια διδασκαλίας του παρόντος βιβλίου. Το ίδιο ισχύει και για τα f τροχιακά ($l = 3$) που είναι συνολικά 7 ($m_l: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$).

ΕΧΟΥΝ ΠΕΙ ΓΙΑ ΤΗΝ ΑΠΕΙΚΟΝΙΣΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΙΚΟΥ ΤΡΟΧΙΑΚΟΥ

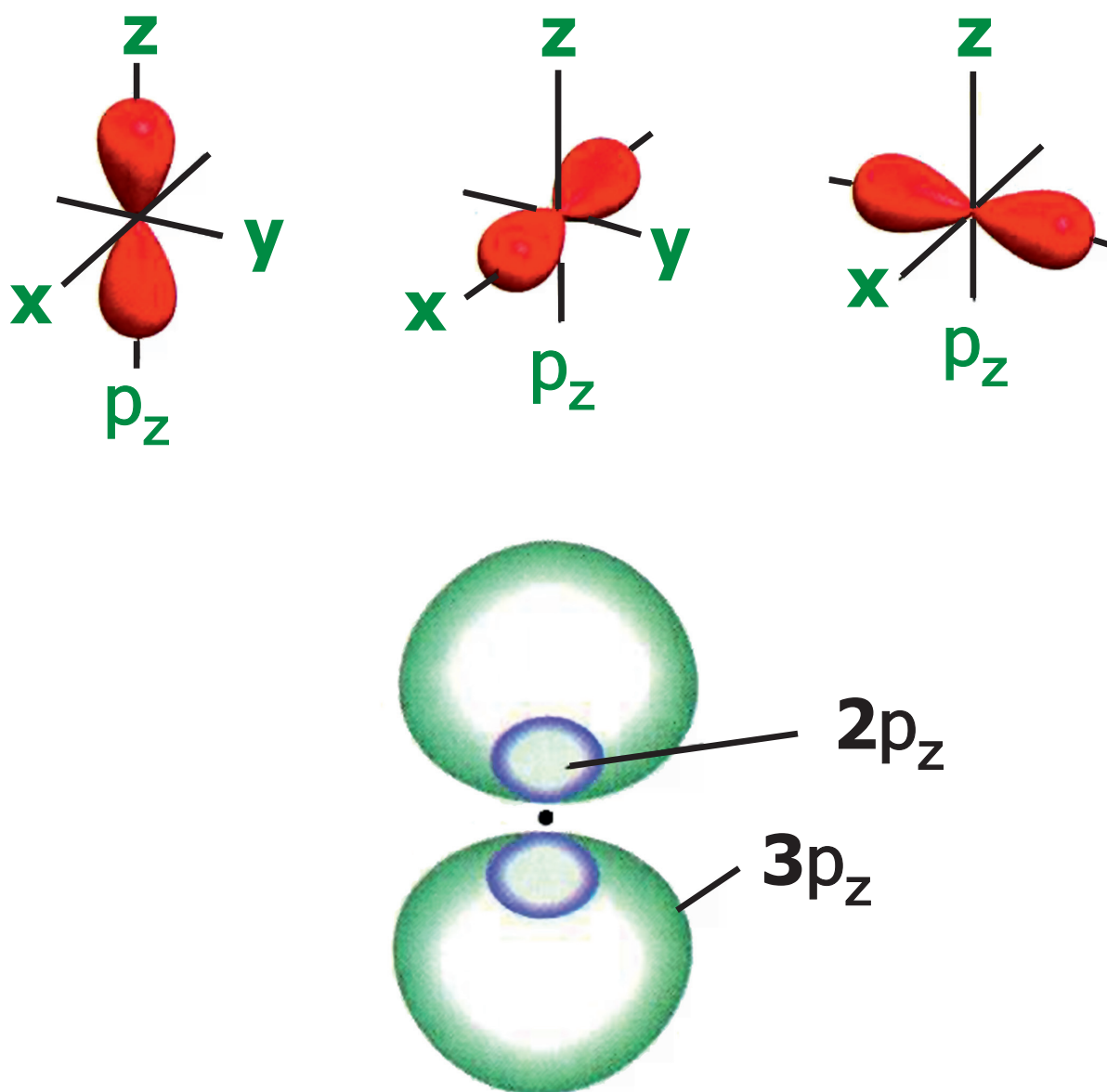
«Είναι εύκολο να απεικονίσουμε ένα ηλεκτρόνιο ως να εκτείνεται για να σχηματίσει ένα νέφος. Θα μπορούσαμε να θεωρήσουμε αυτό το νέφος σαν ένα είδος θολής φωτογραφίας του ταχέως κινούμενου ηλεκτρονίου. Το σχήμα του νέφους είναι το σχήμα του τροχιακού. Το νέφος δεν είναι ομοιόμορφο, αλλά είναι πυκνότερο σ' εκείνες τις περιοχές που η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο είναι μεγαλύτερη, δηλαδή σ' εκείνες τις περιοχές που το μέσο αρνητικό φορτίο ή η ηλεκτρονιακή πυκνότητα είναι μεγαλύτερη.»

(Morrison και Boyd

«Οργανική Χημεία τόμος 1»)



Απεικόνιση s τροχιακών (συναρτήσεων ψ_s^2) με οριακές καμπύλες και σχετικά μεγέθη των 1s, 2s, 3s τροχιακών.



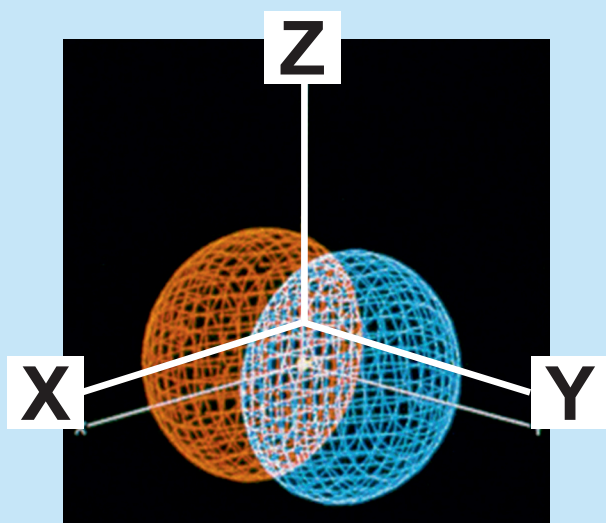
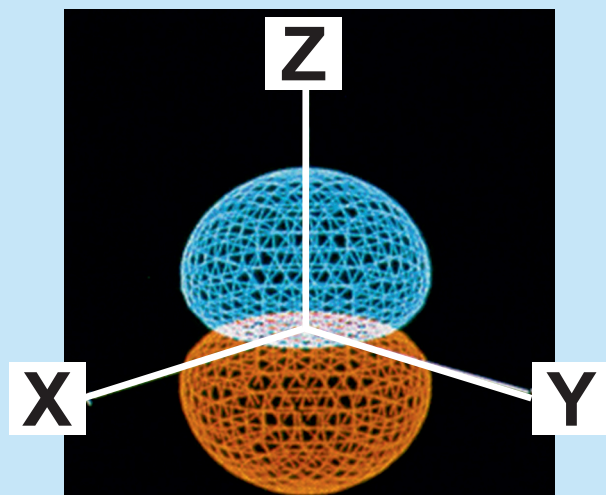
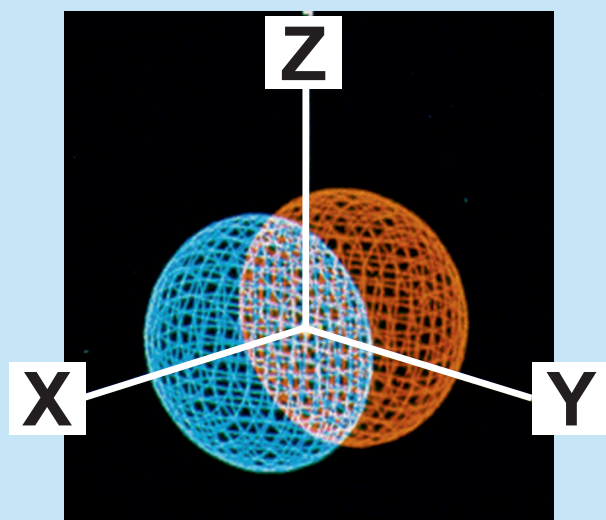
ΣΧΗΜΑ 6.4 α. Σχηματική παρουσίαση των τριών p τροχιακών, p_x , p_y και p_z (συναρτήσεων ψ_p^2 β. Σχετικά μεγέθη των τροχιακών $2p_z$ και $3p_z$. Τα τροχιακά p έχουν σχήμα παρόμοιο με τα «βαράκια» της γυμναστικής.

ΕΧΟΥΝ ΠΕΙ ΓΙΑ ΤΗΝ ΑΠΕΙΚΟΝΙΣΗ ΤΟΥ ΑΤΟΜΙΚΟΥ ΤΡΟΧΙΑΚΟΥ

Μπορούμε να σκεφτούμε ένα τροχιακό σαν μια διαρκή κίνηση ενός ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα. Μια τέτοια φωτογραφία θα εμφάνιζε το τροχιακό σαν ένα σύννεφο από στίγματα, το οποίο θα έδειχνε την περιοχή του χώρου γύρω από τον πυρήνα όπου βρίσκεται το ηλεκτρόνιο. Αυτό το νέφος ηλεκτρονίων δεν έχει σαφώς καθορισμένα όρια, αλλά για πρακτικούς λόγους μπορούμε να θέσουμε τέτοια όρια, λέγοντας ότι το τροχιακό αντιπροσωπεύει το χώρο όπου το ηλεκτρόνιο βρίσκεται το περισσότερο χρόνο (90-95%).

(J. McMurry «Οργανική Χημεία τόμος 1»)





Άλλος τρόπος απεικόνισης των p τροχιακών (συνάρτηση Ψ_p^2).

[6.2]

Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων

Στο άτομο του υδρογόνου, το μοναδικό ηλεκτρόνιο τοποθετείται στο τροχιακό $1s$. Στην περίπτωση αυτή λέμε πως το άτομο βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση. Η τοποθέτησή του σε οποιοδήποτε άλλο τροχιακό είναι δυνατή μετά από διέγερση του ατόμου. Στα πολυηλεκτρονικά άτομα προφανώς τα πράγματα είναι πιο πολύπλοκα. Η συμπλήρωση των τροχιακών με

ηλεκτρόνια, η λεγόμενη ηλεκτρονική δόμηση, ακολουθεί ορισμένους κανόνες (αρχές) τους οποίους αναπτύσσουμε παρακάτω. Τέλος, να υπογραμμίσουμε ότι η ηλεκτρονική δόμηση έχει θεμελιώδη σημασία, γιατί με βάση αυτή διαμορφώνεται η ηλεκτρονική δομή των ατόμων και κατ' επέκταση η χημική συμπεριφορά τους.

Απαγορευτική αρχή του Pauli

- 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.

74 / 212 - 213

Με βάση αυτή την αρχή προκύπτει ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που έχει μια υποστιβάδα και μια στιβάδα, όπως φαίνεται στον πίνακα:

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.1 Πλήρωση στιβάδων, υποστιβάδων, τροχιακών με ηλεκτρόνια

n	l	m_l	m_s	
1	0	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	<p>Η στιβάδα K ($n = 1$) έχει μία υποστιβάδα s ($l = 0$), στην οποία αντιστοιχεί ένα τροχιακό s, στο οποίο μπορούν να έχουμε το πολύ δύο ηλεκτρόνια με κβαντικούς αριθμούς:</p> <p>$(1, 0, 0, +\frac{1}{2}) (1, 0, 0, -\frac{1}{2})$</p>

					<p>Η στιβάδα L (n = 2) έχει δύο υποστιβάδες (l = 0, 1), τις s και p αντίστοιχα. Στην s αντιστοιχεί ένα τροχιακό με δύο το πολύ ηλεκτρόνια, ενώ στην p τρία τροχιακά με $3 \cdot 2 = 6$ το πολύ ηλεκτρόνια.</p>
0	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
1	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			
2	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$			

				<p>Η στιβάδα M (n = 3) έχει τρεις υποστιβάδες (l = 0, 1, 2), τις s, p και d αντίστοιχα. Στην s αντιστοιχεί ένα τροχιακό με δύο το πολύ ηλεκτρόνια, στην p τρία τροχιακά με 3 · 2 = 6 ηλεκτρόνια (το μέγιστο) και στην d πέντε τροχιακά με 5 · 2 = 10 ηλεκτρόνια (το μέγιστο).</p>
0	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
1	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
	+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		
	-2	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$		

3

2

-1

0

+1

+2

$$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

$$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

$$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$



W. Pauli (1900-1958).

Αμερικάνος φυσικός Αυστριακής καταγωγής. Σε μαθητική ηλικία δημοσίευσε μια κριτική ανάλυση των εργασιών του Einstein. Τιμήθηκε με το βραβείο Νόμπελ φυσικής για την διατύπωση της φερώνυμης απαγορευτικής αρχής.

Με τον ίδια λογική προκύπτει ότι η στιβάδα N ($n = 4$) έχει 4 υποστιβάδες ($l = 0, 1, 2, 3$), τις s, p, d, f αντίστοιχα, και η τέταρτη υποστιβάδα (f) έχει 7 τροχιακά ($m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$) με μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων $2 \cdot 7 = 14$.

Στον πίνακα 6.2 φαίνεται ο μέγιστος

80 / 213 - 214

αριθμός ηλεκτρονίων που έχει μια στιβάδα και μια υποστιβάδα. Να παρατηρήσουμε ότι δεν υπάρχουν ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες 5g ή 6f κ.λπ. σε μη διεγερμένα άτομα.

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.2 Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ανά στιβάδα και υποστιβάδα

$$1 s^2$$

$$2 s^2 p^6$$

$$3 s^2 p^6 d^{10}$$

$$4 s^2 p^6 d^{10} f^{14}$$

$$5 s^2 p^6 d^{10} f^{14}$$

$$6 s^2 p^6 d^{10}$$

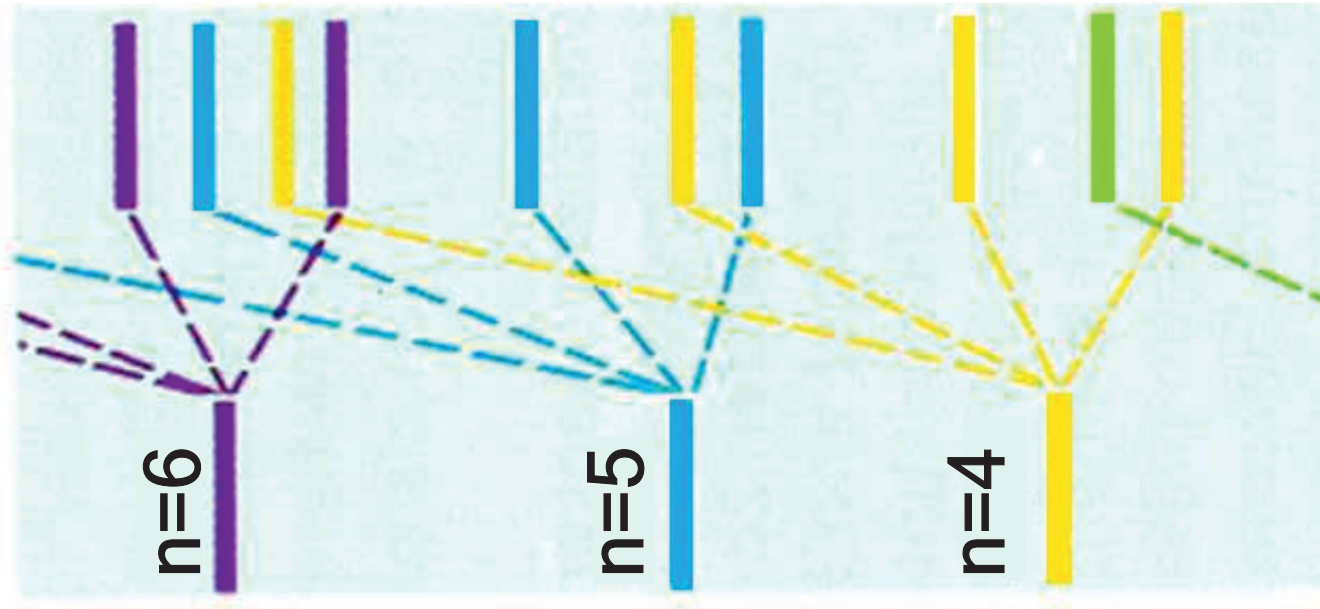
$$7 s^2$$

Αρχή ελάχιστης ενέργειας

Κατ' αρχάς θα πρέπει να θυμίσουμε ότι οι εξισώσεις Schrödinger μπορούν να επιλυθούν ακριβώς μόνο στην περίπτωση του υδρογόνου και των υδρογονοειδών (ιόντων με ένα μόνο ηλεκτρόνιο π.χ. He^+ , Li^{2+} κ.λπ.). Παρόλα αυτά έχει αποδειχτεί ότι η μορφή των τροχιακών στα πολυηλεκτρονικά άτομα δε διαφέρει αισθητά απ' αυτήν που περιγράφηκε για το άτομο του υδρογόνου. Αντίθετα, υπάρχει διαφορά στη διαδοχή των ενεργειακών σταθμών του ηλεκτρονίου. Για να γίνουμε σαφείς, σ' ένα πολυηλεκτρονικό άτομο, πλην των ελκτικών δυνάμεων

πυρήνα - ηλεκτρονίου (που καθορίζονται από τον κύριο κβαντικό αριθμό), ασκούνται απώσεις ηλεκτρονίου - ηλεκτρονίου (που καθορίζονται από το δευτερεύοντα κβαντικό αριθμό). Για το λόγο αυτό διαφοροποιούνται οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων της ίδιας στιβάδας, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.

στιβάδες
 υποστι-
 βάδες
 max
 αριθμός
 e



6p	6
5d	10
4f	14
6s	2
5p	6
4d	10
5s	2
4p	6
3d	10
4s	2

↑
 ενέργεια

84 / 214

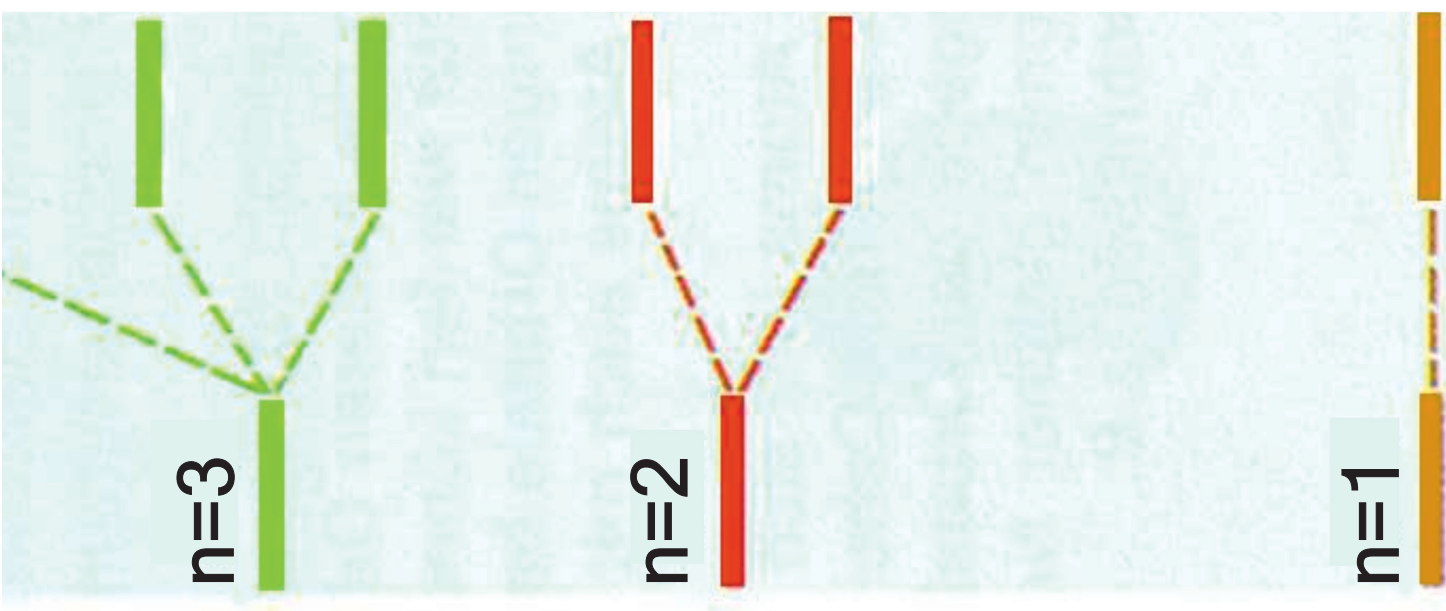
3p 6

3s 2

2p 6

2s 2

1s 2

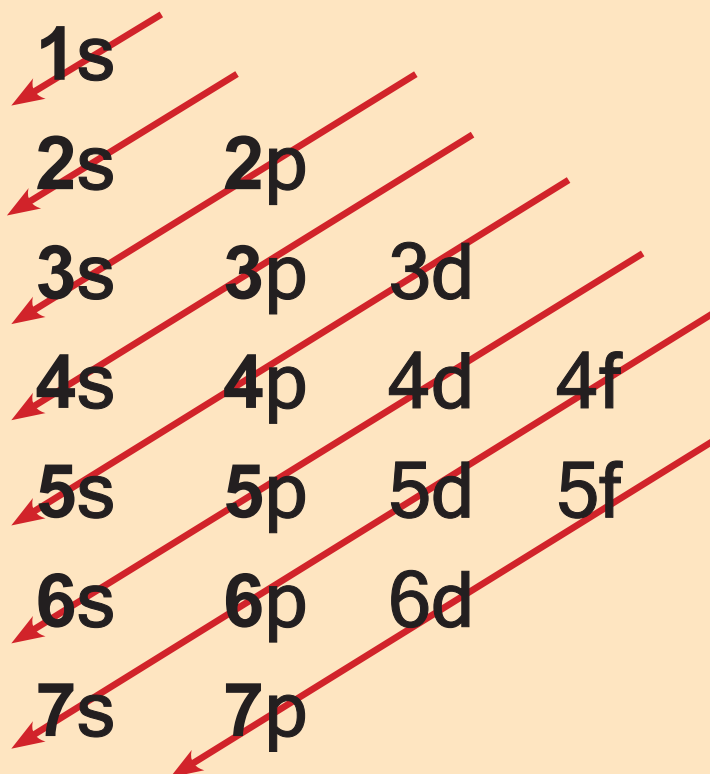


ΣΧΗΜΑ: Ενεργειακές στάθμες των τροχιακών στα πολυηλεκτρονικά άτομα. Να παρατηρήσουμε ότι στο υδρογόνο και τα υδρογονοειδή οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων, που ανήκουν στην ίδια στιβάδα, ταυτίζονται.

- Σύμφωνα με την αρχή της 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.

Επειδή δύσκολα μπορεί να θυμηθεί κανείς το διάγραμμα διαδοχής των ενεργειακών σταθμών, που παρατίθεται παραπλεύρως, δίνεται ένα μνημονικό διάγραμμα. Στο διάγραμμα αυτό, η συμπλήρωση των τροχιακών ακολουθεί μια - μια, με τη σειρά τις διαγώνιες, με τη φορά που δείχνουν τα βέλη. Κατ' αυτό τον τρόπο δομείται ηλεκτρονικά το άτομο στη θεμελιώδη του κατάσταση.

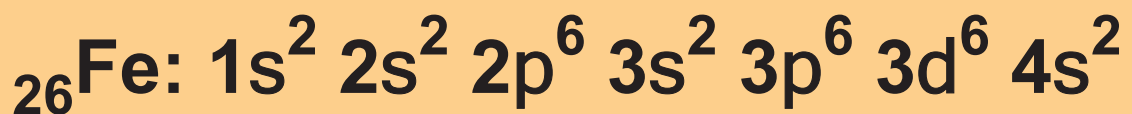
ΠΙΝΑΚΑΣ 6.3 Μνημονικός κανόνας για τη διαδοχική συμπλήρωση των ατομικών τροχιακών με ηλεκτρόνια στα πολυηλεκτρονικά άτομα



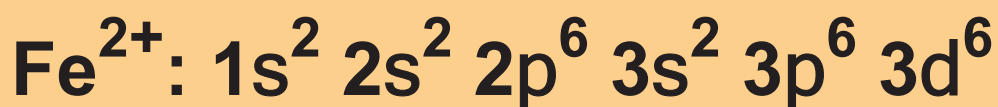
Σύμφωνα με την αρχή της ελάχιστης ενέργειας ισχύει:

1. Ανάμεσα σε δύο υποστιβάδες, τη χαμηλότερη ενέργεια έχει εκείνη που έχει το μικρότερο άθροισμα των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών ($n + l$).
 2. Στην περίπτωση που το άθροισμα ($n + l$) είναι το ίδιο για δύο υποστιβάδες, τότε μικρότερη ενέργεια έχει η υποστιβάδα με το μικρότερο n .
- Να παρατηρήσουμε ότι μετά την εισαγωγή ηλεκτρονίων στην υποστιβάδα 3d αυτή έχει λιγότερη ενέργεια από την 4s. Ανάλογα ισχύει και για τις 4d και 5s.

Ας δούμε, για παράδειγμα, πώς κατανέμονται τα 26 ηλεκτρόνια στο άτομο του σιδήρου, στη θεμελιώδη του κατάσταση. Πρώτα τοποθετούνται δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 1s, και γράφουμε $1s^2$, μετά τοποθετούμε δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2s ($1s^2 2s^2$), ακολουθούν έξι ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2p ($1s^2 2s^2 2p^6$), δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 3s ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$), έξι στην υποστιβάδα 3p ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) και δύο στην 4s ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$). Τα τελευταία έξι ηλεκτρόνια πάνε στην υποστιβάδα 3d, η οποία χωράει συνολικά δέκα ηλεκτρόνια. Έτσι, η ηλεκτρονιακή δομή του σιδήρου είναι:



Να παρατηρήσουμε στην παραπάνω ηλεκτρονιακή δομή ότι γράφουμε πρώτα την 3d και μετά την 4s, παρόλο που η υποστιβάδα 4s συμπληρώθηκε πρώτη, σύμφωνα με την αρχή ελάχιστης ενέργειας. Αυτό συμβαίνει επειδή μετά την εισαγωγή ηλεκτρονίων στην υποστιβάδα 3d αυτή αποκτά λιγότερη ενέργεια από την 4s. Ανάλογα ισχύει και για τις 4d και 5s. Για τον ίδιο λόγο κατά τον ιοντισμό του Fe σε Fe^{2+} αποβάλλονται τα 4s και όχι τα 3d ηλεκτρόνια. Δηλαδή, η ηλεκτρονιακή δομή του ιόντος Fe^{2+} είναι:



Αν γράψουμε τα ηλεκτρόνια σε στιβάδες και όχι σε υποστιβάδες έχουμε:



Τέλος, να σημειώσουμε ότι σε ορισμένες περιπτώσεις η κατανομή των ηλεκτρονίων δεν είναι αυτή που προβλέπεται, με βάση τις αρχές δόμησης. Π.χ. η ηλεκτρονιακή δομή του ${}_{24}\text{Cr}$ είναι (2-8-13-1) και όχι (2-8-12-2). Οι περιπτώσεις όμως αυτές ξεφεύγουν από τα όρια μελέτης μας.

Κανόνας του Hund

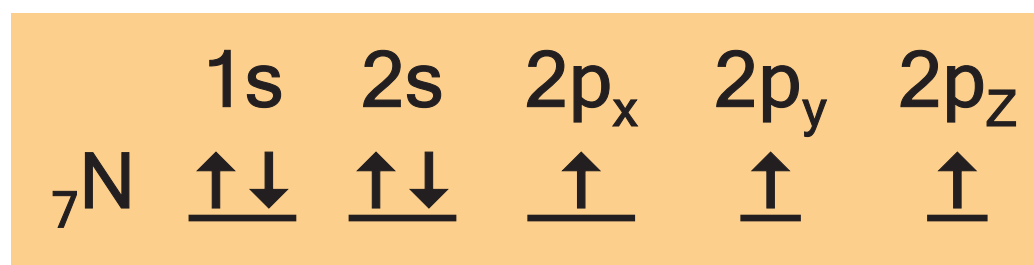
Παρόλο που έχουμε ήδη δώσει παραδείγματα ηλεκτρονιακής δόμησης, εντούτοις παραμένουν αδιευκρίνιστα ορισμένα σημεία. Στο παράδειγμα του Fe, δεν ξέρουμε πώς ακριβώς κατανέμονται τα 6 ηλεκτρόνια στα 3d τροχιακά. Γνωρίζουμε ότι η συνολική χωρητικότητα των 3d είναι 10 ηλεκτρόνια, αλλά δεν γνωρίζουμε αν μένει ή όχι κάποιο d τροχιακό κενό. Την απάντηση σ' αυτού του είδους τα ερωτήματα δίνει ο **κανόνας του Hund** από τον οποίο προκύπτει:

- «Ηλεκτρόνια που καταλαμβάνουν τροχιακά της ίδιας ενέργειας (της ίδιας υποστιβάδας) έχουν κατά προτίμηση παράλληλα spin».

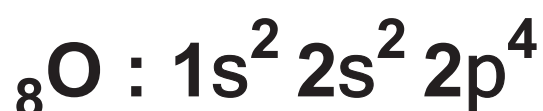
Για παράδειγμα στο άτομο του αζώτου ${}_7\text{N}$ η κατανομή σε υποστιβάδες είναι:



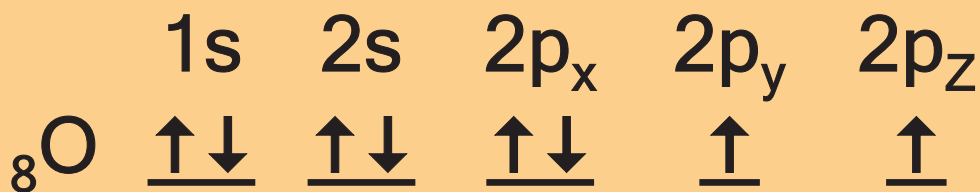
ή αναλυτικότερα, αν θέλουμε να δείξουμε την κατανομή των ηλεκτρονίων στα τροχιακά:



Ομοίως, η κατανομή των ηλεκτρονίων σε υποστιβάδες στο άτομο του οξυγόνου είναι:



ή αναλυτικότερα σε τροχιακά:



Εφαρμογή

Ποια είναι η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων ${}_6\text{C}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{15}\text{P}$.

Η αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης (aufbau) περιλαμβάνει:

- 1.** την αρχή ελάχιστης ενέργειας,
- 2.** την απαγορευτική αρχή του Pauli και
- 3.** τον κανόνα του Hund.

[6.3]

Δομή περιοδικού πίνακα (τομείς s, p, d, f) - Στοιχεία μετάπτωσης

Δομή του περιοδικού πίνακα σε σχέση με την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων

Είναι γνωστό από την Α΄ Λυκείου ότι η δομή του σύγχρονου περιοδικού πίνακα στηρίζεται στο νόμο περιοδικότητας του Moseley «η χημική συμπεριφορά των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού». Εύκολα μπορεί κανείς να συσχετίσει την περιοδική κατάταξη των στοιχείων με την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους.

Ως παράδειγμα αναφέρουμε την ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου του αζώτου ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$. Το άζωτο ανήκει στη 2η περίοδο (οριζόντια στήλη) επειδή έχει τα ηλεκτρόνια του δομημένα σε δύο στιβάδες. Επίσης ανήκει στη VA ομάδα επειδή έχει 5 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Συμπεραίνουμε λοιπόν ότι:

- ο αριθμός των στιβάδων που έχουν χρησιμοποιηθεί για την ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου ενός στοιχείου καθορίζει τον αριθμό της περιόδου στην οποία ανήκει το στοιχείο.
- ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους) καθορίζει τον αριθμό της ομάδας που ανήκει το στοιχείο.

97 / 216 - 217

Ωστόσο, το τελευταίο ισχύει μόνο για τα στοιχεία που ανήκουν στις Α ομάδες (πρωτεύουσες ομάδες) του περιοδικού πίνακα.

- Η ηλεκτρονιακή δομή αποτελεί τη βάση του περιοδικού πίνακα, καθώς η περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων αντανακλά την περιοδικότητα που χαρακτηρίζει την ηλεκτρονιακή δόμηση. Τώρα, δηλαδή, που γνωρίζουμε πώς δομείται ηλεκτρονιακά ένα άτομο εύκολα μπορούμε δομήσουμε (να φτιάξουμε από μόνοι μας) τον περιοδικό πίνακα.

Τομείς του περιοδικού πίνακα

Με βάση την ηλεκτρονιακή δομή και συγκεκριμένα τον τύπο της υποστιβάδας στην οποία ανήκει το τελευταίο ηλεκτρόνιο (με τη μεγαλύτερη ενέργεια, σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης) ο περιοδικός πίνακας μπορεί να διαιρεθεί σε τέσσερις τομείς s, p, d, f, όπως φαίνεται στο σχήμα 6.5.

Για παράδειγμα το άζωτο, που έχει την ηλεκτρονιακή δομή $1s^2 2s^2 2p^3$, ανήκει στον τομέα p, επειδή το τελευταίο του ηλεκτρόνιο (αυτό με τη μεγαλύτερη ενέργεια) είναι στην υποστιβάδα p.

Ανάλογα, ο ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ανήκει στον τομέα d, επειδή το τελευταίο του ηλεκτρόνιο

(με βάση τη σειρά δόμησης aufbau) είναι στην υποστιβάδα d. Συμπερασματικά μπορούμε να πούμε ότι:

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

Η διαίρεση αυτή του περιοδικού πίνακα σε τομείς δείχνει καθαρά τη σχέση που υπάρχει μεταξύ της ηλεκτρονιακής δομής του ατόμου ενός στοιχείου και της θέσης αυτού στον περιοδικό πίνακα.

Τομέας s: Ο τομέας s περιλαμβάνει δύο κύριες ομάδες (κατακόρυφες στήλες) του περιοδικού πίνακα. Δηλαδή, την ομάδα των αλκαλίων (Na, K κ.λπ.) και την ομάδα των αλκαλικών γαιών (Ca, Mg κ.λπ.). Επιπλέον στον τομέα αυτό ανήκει το υδρογόνο. Η υποστιβάδα s έχει το πολύ δύο ηλεκτρόνια, γι' αυτό και ο τομέας s έχει δύο ομάδες. Οι ομάδες αυτές ονομάζονται:

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

Τομέας p: Η υποστιβάδα p περιέχει το πολύ έξι ηλεκτρόνια, γι' αυτό και ο τομέας p περιλαμβάνει έξι κύριες ομάδες στοιχείων. Οι ομάδες αυτές

είναι η ομάδα του βορίου, του άνθρακα, του αζώτου, του θείου, των αλογόνων και των ευγενών αερίων και μπορούν να ονομαστούν:

με
βάση
τους
τομείς:

p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6

με την
κλασι-
κή
αρίθ-
μηση:

III A IV A V A VI A VII A VIII A
ή 0

με τη

νέα

αρίθ-

μηση:

13 14 15 16 17 18

Έτσι, το ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$ μπορούμε να πούμε ότι ανήκει στον τομέα p και στην ομάδα p^3 , ή VA ή 15.

Τομέας d: Ο τομέας d περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους, τοποθετείται σε υποστιβάδα d. Ο τομέας αυτός περιλαμβάνει τα στοιχεία μετάπτωσης. Η υποστιβάδα d χωράει 10 ηλεκτρόνια, γι' αυτό και ο

τομέας d έχει 10 ομάδες (δευτερεύουσες ομάδες). Αυτές ονομάζονται:

με βάση τους
τομείς: d^1 d^2 d^3 ... d^{10}

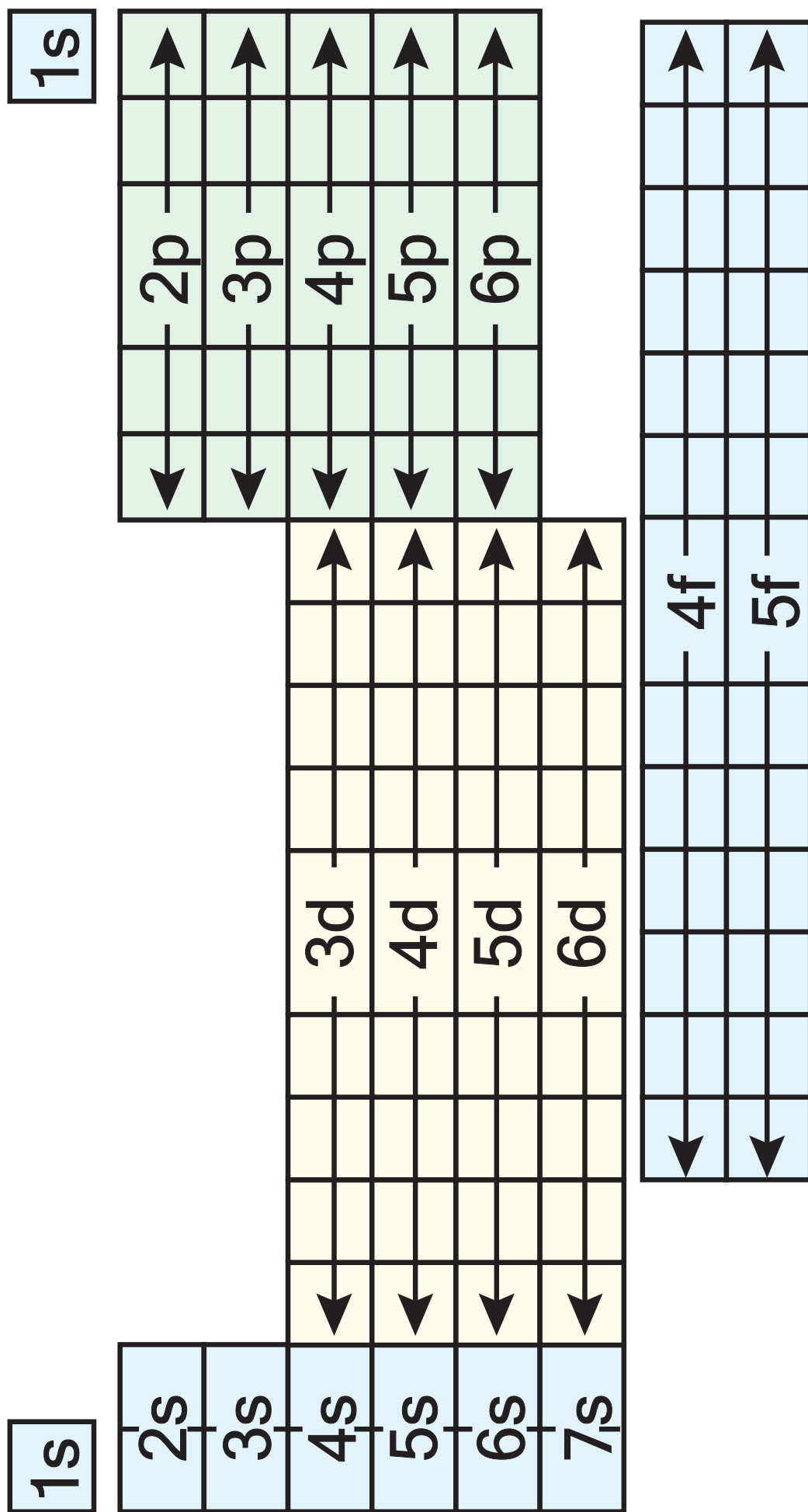
με την κλασική
αρίθμηση: IIIB IVB VB ... IIB

με τη νέα αρίθμηση: 3 4 5 ... 12

Δηλαδή, το άτομο του σιδήρου ανήκει στον τομέα d, επειδή με βάση την ηλεκτρονιακή δομή ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$) το τελευταίο του ηλεκτρόνιο βρίσκεται στην υποστιβάδα d. Επίσης μπορούμε να πούμε ότι ο σίδηρος ανήκει στην

ομάδα d^6 ή με βάση τον παλαιό τρόπο αρίθμησης των ομάδων στις τριάδες (VIII B) ή με το νέο τρόπο αρίθμησης στην 8.

Τομέας f: Ο τομέας f περιλαμβάνει στοιχεία, των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο ανήκει σε υποστιβάδα f. Επειδή η υποστιβάδα f χωράει 14 ηλεκτρόνια, ο τομέας f περιλαμβάνει 14 ομάδες. Στον τομέα αυτό ανήκουν οι λανθανίδες, οι οποίες ανήκουν στην 6η περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 58-71, και οι ακτινίδες, οι οποίες ανήκουν στην 7η περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 90-103.



106 / 218

ΣΧΗΜΑ 6.5 Διάρθρωση περιοδικού πίνακα σε τομείς.

- Οι τομείς s και p συγκροτούν τις κύριες ομάδες του περιοδικού πίνακα, ενώ οι τομείς d και f τις δευτερεύουσες ομάδες του περιοδικού πίνακα.

Για το ΣΧΗΜΑ 6.6 βλέπε στο τέλος του βιβλίου

Περιοδική τάση των στοιχείων

Κατά μήκος μιας περιόδου, ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων και των ενώσεών τους μεταβάλλονται προοδευτικά. Όταν αλλάζουμε περίοδο, τα στοιχεία ή οι ενώσεις τους, που αντιστοιχούν στην ίδια ομάδα έχουν παραπλήσιες ιδιότητες. Αυτή η περιοδικότητα στις φυσικές και χημικές ιδιότητες παρουσιάζεται στους πίνακες που ακολουθούν, με αναφορά τα χλωρίδια και τα οξείδια των στοιχείων της 2ης και 3ης περιόδου (τους οποίους όμως δε χρειάζεται να απομνημονεύσεις).

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.4 Χαρακτηριστικές ιδιότητες των χλωριδίων των στοιχείων της 2ης περιόδου (Li-Ne)

2η περίοδος	Li	Be
μοριακός τύπος	LiCl	BeCl ₂
φυσική κατάσταση (20 °C)	στερεό	στερεό
σημείο βρασμού/°C	1350	487

B	C	N	O	F	Ne
BCl_3	CCl_4	NCl_3	Cl_2O	FCl	-
αέριο	υγρό	υγρό	αέριο	αέριο	-
12	77	71	2	-101	-

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.4 Χαρακτηριστικές ιδιότητες των χλωριδίων των στοιχείων της 3ης περιόδου (Na-Ar)

3η περίοδος	Na	Mg	Al
μοριακός τύπος	NaCl	MgCl ₂	Al ₂ Cl ₆
φυσική κατάσταση (20 °C)	στερεό	στερεό	στερεό
σημείο βρασμού/°C	1465	1418	423

Si	P	S	Cl	Ar
SiCl₄	PCl₃, PCl₅	SCl₂, S₂Cl₂	Cl₂	-
υγρό	υγρό, στερεό	υγρό υγρό	αέριο	-
57	74, 164	59, 138	-35	-

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.5 Χαρακτηριστικές ιδιότητες των οξειδίων των στοιχείων της 2ης περιόδου (Li-Ne)

2η περίοδος	Li	Be	B
μοριακός τύπος	Li_2O	BeO	B_2O_3
χημικός χαρακτήρας	βάση	επαμφ.	όξινο
φυσική κατάσταση (20 °C)	στερεό	στερεό	στερεό

C	N	O	F	Ne
CO₂, CO	N₂O, NO...	O₂	OF₂	-
όξινο	όξινο	-	όξινο	-
αέριο	αέριο	αέριο	αέριο	-

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.5 Χαρακτηριστικές ιδιότητες των οξειδίων των στοιχείων της 3ης περιόδου (Na-Ar)

3η περίοδος	Na	Mg	Al
μοριακός τύπος	Na_2O	MgO	Al_2O_3
χημικός χαρακτήρας	βασικός	βασικός	επαμφ.
φυσική κατάσταση (20 °C)	στερεό	στερεό	στερεό

Si	P	S	Cl	Ar
SiO₂	P₄O₁₀,	SO₂, P₄O₆	Cl₂O SO₃	-
όξινο	όξινο	όξινο	όξινο	-
στερεό	στερεό	αέριο	αέριο (υγρό)	-

Στοιχεία μετάπτωσης

Στην προηγούμενη ενότητα παρατηρήσαμε την περιοδική μεταβολή στην οποία υπόκεινται ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων της 2ης και 3ης περιόδου. Οι δύο αυτές περίοδοι περιέχουν αποκλειστικά και μόνο στοιχεία του s και p τομέα. Στην 4η, όμως, περίοδο εκτός από τα στοιχεία του τομέα s και p υπάρχουν και τα στοιχεία του d τομέα. Αν επικεντρωθούμε στις ιδιότητες των στοιχείων του τομέα d, παρατηρούμε ότι δεν παρουσιάζονται μεγάλες διαφορές μεταξύ των ιδιοτήτων τους. Αυτό συμβαίνει, γιατί κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των στοιχείων αυτών, το τελευταίο ηλεκτρόνιο εισέρχεται σε εσωτερική

υποστιβάδα, δηλαδή στην 3d, ενώ η 4η στιβάδα σε όλα σχεδόν αυτά τα στοιχεία παραμένει με 2 ηλεκτρόνια. Τα στοιχεία αυτά ονομάζονται στοιχεία μετάπτωσης. Δηλαδή,

- Στοιχεία μετάπτωσης είναι τα στοιχεία που καταλαμβάνουν τον τομέα d του περιοδικού πίνακα.

Τα στοιχεία μετάπτωσης, που παρουσιάζουν ενδιαφέρον, βρίσκονται σε τρεις περιόδους και έτσι δημιουργούνται, αντίστοιχα, οι τρεις σειρές των στοιχείων μετάπτωσης.

1η σειρά: στοιχεία 4ης περιόδου

2η σειρά: στοιχεία 5ης περιόδου

3η σειρά: στοιχεία 6ης περιόδου

Στα στοιχεία της 1ης σειράς (4ης

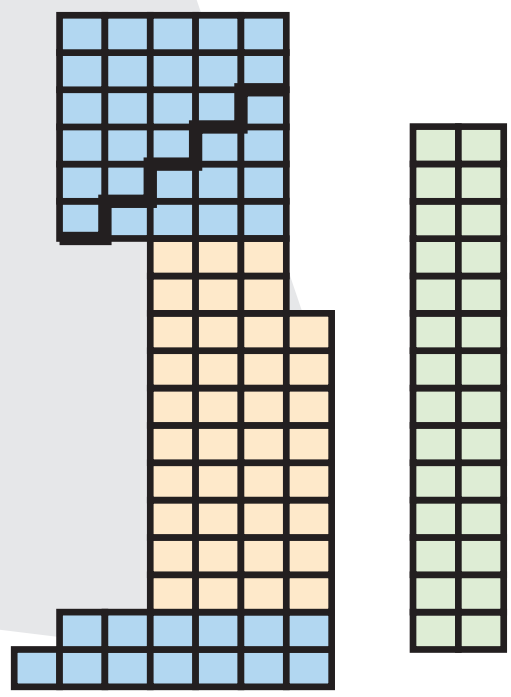
περιόδου) γίνεται πλήρωση της 3d υποστιβάδας (η υποστιβάδα 4s είναι ήδη συμπληρωμένη γιατί έχει μικρότερη ενέργεια). Αναλογικά, στη 2η σειρά πληρώνεται η 4d υποστιβάδα, ενώ η 5s είναι συμπληρωμένη. Επίσης στην 3η σειρά πληρώνεται η 5d υποστιβάδα, ενώ η 6s είναι συμπληρωμένη.

- Παλιότερα ονόμαζαν στοιχεία μετάπτωσης όλα τα στοιχεία του τομέα d και του τομέα f. Σήμερα έχει καθιερωθεί να ονομάζουμε στοιχεία μετάπτωσης αποκλειστικά τα στοιχεία του τομέα d. Τα στοιχεία του τομέα f της 6ης περιόδου ονομάζονται λανθανίδες από το όνομα του πρώτου από αυτά

που είναι το λανθάνιο (${}_{57}\text{La}$) και τα στοιχεία του τομέα f της 7ης περιόδου ονομάζονται ακτινίδες από το όνομα του πρώτου από αυτά που είναι το ακτίνιο (${}_{89}\text{Ac}$).

IIIB **IVB** **VB** **VIB** **VII B** **VIII B** **IB** **IIB**

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
AC	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun		



ΣΧΗΜΑ 6.7 Τα στοιχεία μετάπτωσης βρίσκονται ανάμεσα στους τομείς s και p , γι' αυτό και οι ιδιότητές τους βρίσκονται μεταξύ των ιδιοτήτων των δύο αυτών τομέων.

Τα στοιχεία μετάπτωσης, αν και ανήκουν σε διαφορετικές ομάδες, έχουν πολλές κοινές ιδιότητες, που συνοψίζονται παρακάτω:

- έχουν μεταλλικό χαρακτήρα
- έχουν πολλούς αριθμούς οξείδωσης
- είναι παραμαγνητικά
- σχηματίζουν σύμπλοκα ιόντα
- σχηματίζουν έγχρωμες ενώσεις
- έχουν την ικανότητα να καταλύουν αντιδράσεις

• Παραμαγνητικές ουσίες είναι αυτές που έλκονται από το μαγνητικό πεδίο. Τα άτομα ή ιόντα αυτών των ουσιών περιέχουν ένα ή περισσότερα μονήρη (μοναχικά) ηλεκτρόνια.

Οι ηλεκτρονιακές δομές και οι αριθμοί οξείδωσης των στοιχείων της 1ης σειράς παρουσιάζονται στους παρακάτω πίνακες.

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.6 Ηλεκτρονιακή δομή της 1ης σειράς των στοιχείων μετάπτωσης.

${}_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$3d^1$	$4s^2$
${}_{22}\text{Ti}$	[Ar]	$3d^2$	$4s^2$
${}_{23}\text{V}$	[Ar]	$3d^3$	$4s^2$
${}_{24}\text{Cr}$	[Ar]	$3d^5$	$4s^1$
${}_{25}\text{Mn}$	[Ar]	$3d^5$	$4s^2$
${}_{26}\text{Fe}$	[Ar]	$3d^6$	$4s^2$
${}_{27}\text{Co}$	[Ar]	$3d^7$	$4s^2$
${}_{28}\text{Ni}$	[Ar]	$3d^8$	$4s^2$
${}_{29}\text{Cu}$	[Ar]	$3d^{10}$	$4s^1$
${}_{30}\text{Zn}$	[Ar]	$3d^{10}$	$4s^2$

• Να παρατηρήσετε ότι η ηλεκτρονική δομή του Cr και Cu παρουσιάζει μια ιδιομορφία. Δηλαδή, η υποστιβάδα 4s χάνει ένα ηλεκτρόνιο και μένει με ένα μονήρες ηλεκτρόνιο. Αυτό συμβαίνει όταν η υποστιβάδα 3d είναι ημισυμπληρωμένη (με 5 ηλεκτρόνια) ή συμπληρωμένη (με 10 ηλεκτρόνια), καθώς η εικόνα αυτή παρουσιάζει τη μεγίστη σταθερότητα.

ΠΙΝΑΚΑΣ 6.7 Αριθμοί οξειδωσης της 1ης σειράς των στοιχείων μετάπτωσης.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
								+1	
		+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3		
	+4	+4		+4					
		+5							
			+6	+6					
				+7					

- Πολλοί θεωρούν ότι το Sc και ο Zn καταχρηστικά ονομάζονται στοιχεία μετάπτωσης, γιατί έχουν ένα μόνο αριθμό οξείδωσης και δε σχηματίζουν άλατα με χαρακτηριστικά χρώματα.

[6.4]

Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων

Από την προηγούμενη ενότητα φάνηκε καθαρά ότι η περιοδικότητα στην ηλεκτρονιακή δομή αντανακλάται σε πολλές από τις ιδιότητες των στοιχείων. Η ηλεκτρονιακή

δομή και κυρίως τα ηλεκτρόνια σθένους (τελευταία ηλεκτρόνια) προσδίδουν στο άτομο τη χημική του συμπεριφορά. Θεμελιώδη χαρακτηριστικά του ατόμου είναι η ατομική ακτίνα, η ενέργεια ιοντισμού και η ηλεκτρονιοσυγγένεια, τα οποία καθορίζουν τη φυσική και χημική συμπεριφορά του ατόμου. Γι' αυτό τα θεμελιώδη αυτά μεγέθη θα εξεταστούν χωριστά και θα συσχετιστούν με την ηλεκτρονιακή δομή και κατ' επέκταση με τη θέση του ατόμου στον περιοδικό πίνακα.

Ατομική ακτίνα - ενέργεια ιοντισμού - ηλεκτρονιοσυγγένεια

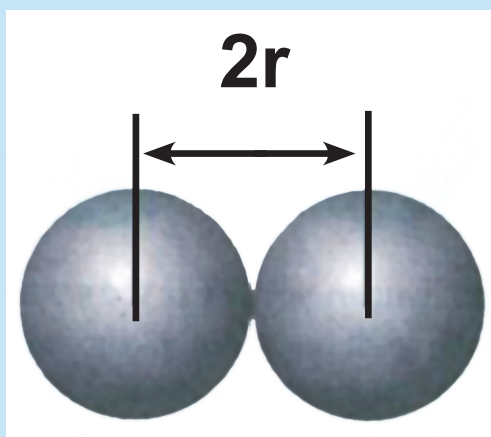
Ατομική ακτίνα

Στο σχήμα 6.8 φαίνονται διαγραμματικά οι ατομικές ακτίνες των 54 πρώτων στοιχείων του περιοδικού

πίνακα. Το ύψος κάθε στήλης είναι ανάλογο της ατομικής ακτίνας. Παρατηρούμε ότι:

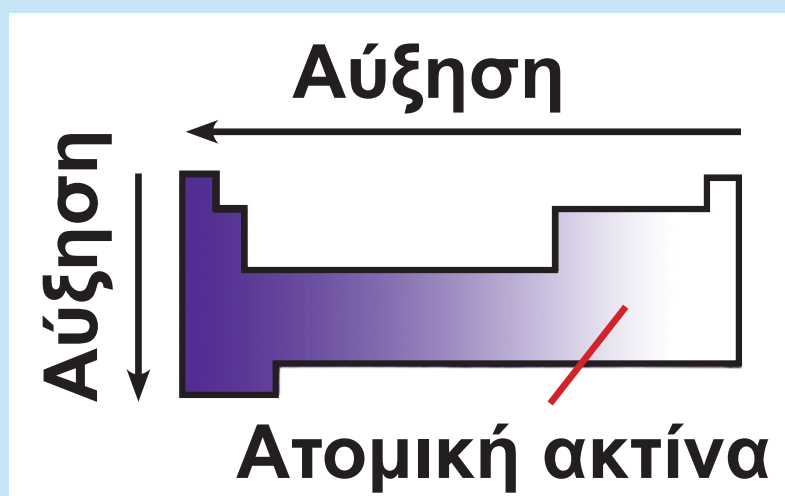
- Κατά μήκος μιας περιόδου η ατομική ακτίνα ελαττώνεται από τα αριστερά προς τα δεξιά.

Αυτό συμβαίνει γιατί όσο πηγαίνουμε προς τα δεξιά του περιοδικού πίνακα, αυξάνεται ο ατομικός αριθμός και κατά συνέπεια αυξάνεται το δραστικό πυρηνικό φορτίο του ατόμου (κατά προσέγγιση το φορτίο του πυρήνα μειωμένο κατά το φορτίο των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στιβάδων). Έτσι, λόγω μεγαλύτερης έλξης των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα, η ατομική ακτίνα μειώνεται.



Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης μεταξύ των πυρήνων δύο γειτονικών ατόμων, όπως αυτά

διατάσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα στοιχείου.



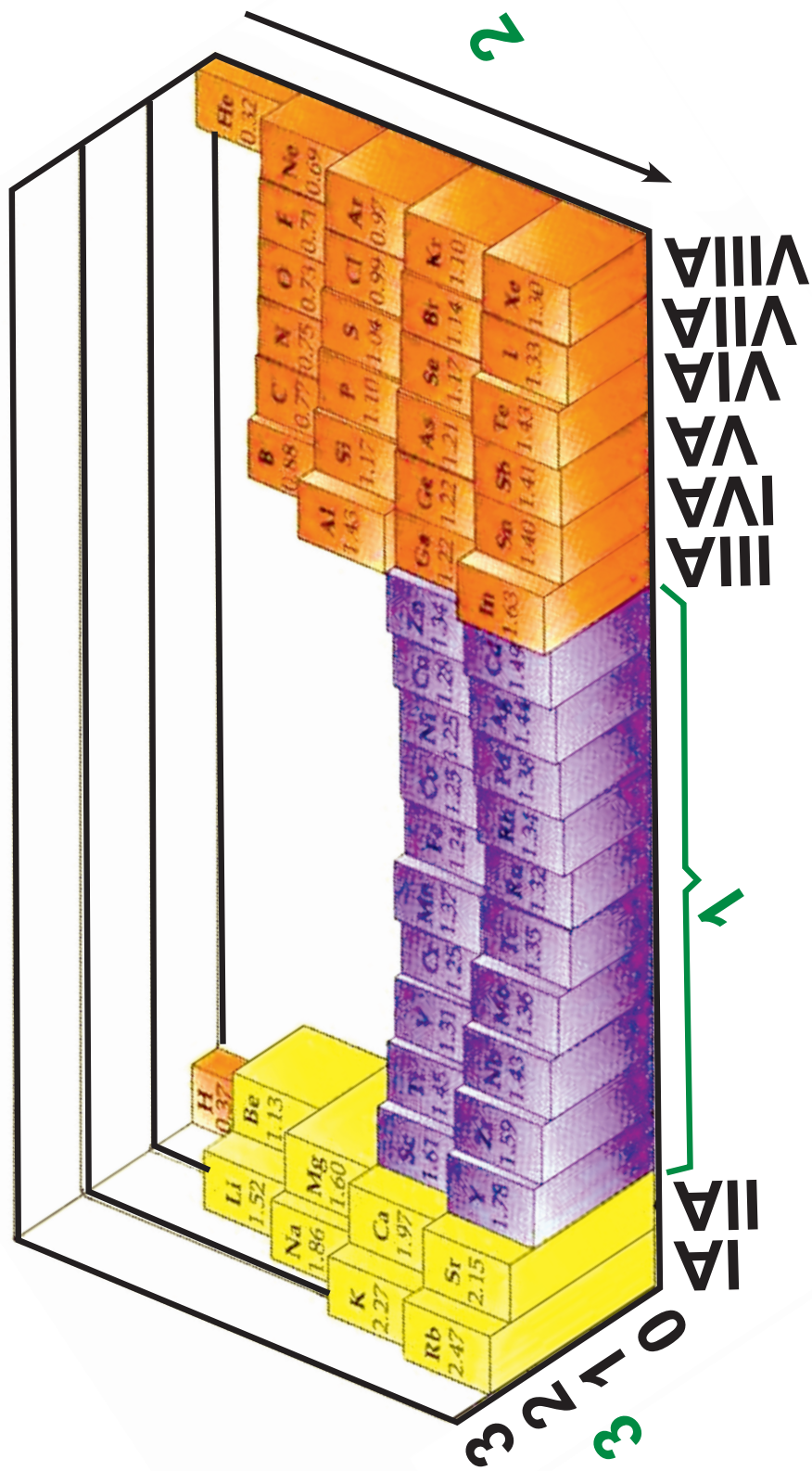
Σχηματική παρουσίαση του τρόπου που η ατομική ακτίνα των στοιχείων με-

ταβάλλεται στον περιοδικό πίνακα. Δηλαδή, η ατομική ακτίνα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω.

- Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα η ατομική ακτίνα αυξάνεται καθώς προχωρούμε από πάνω προς τα κάτω.

Αυτό συμβαίνει γιατί καθώς διασχίζουμε προς τα κάτω τον περιοδικό πίνακα (προστίθενται στιβάδες στο άτομο), μεγαλώνει η απόσταση των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα, οπότε η έλξη των ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας - πυρήνα μειώνεται και συνεπώς η ατομική ακτίνα αυξάνεται. Στα στοιχεία μεταπτώσεως, η αύξηση του ατομικού αριθμού συνοδεύεται από μικρή ελάττωση της ατομικής ακτίνας.

Αυτό συμβαίνει γιατί τα επιπλέον ηλεκτρόνια που προστίθενται, καθώς προχωράμε προς τα δεξιά, συμπληρώνουν εσωτερικές στιβάδες d, που ελάχιστα επηρεάζουν την ατομική ακτίνα.



1. στοιχεία μετάπτωσης
2. αύξηση ατομικής ακτίνας
3. ατομική ακτίνα / Å

Για το περιεχόμενο του σχήματος 6.6 βλέπε στο τέλος του βιβλίου

ΣΧΗΜΑ 6.8 Η ατομική ακτίνα μεταβάλλεται περιοδικά, σε συνάρτηση με τον ατομικό αριθμό του στοιχείου.

135 / 223

Ενέργεια ιοντισμού

- 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 $E_{i,1}$.

- Η ενέργεια ιοντισμού πολλές φορές στη διεθνή και Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται I . Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται E_i .

Δηλαδή έχουμε $\Sigma(g) \rightarrow \Sigma^+(g) + e^-$, με $E_{i,1} = \Delta H > 0$

Η ενέργεια ιοντισμού εκφράζεται συνήθως σε kJ mol^{-1} .

Είναι λογικό να περιμένει κανείς ότι η ενέργεια ιοντισμού είναι ενδόθερμη αντίδραση, αφού για να απομακρυνθεί το ηλεκτρόνιο χρειάζεται ενέργεια ικανή να «εξουδετερώσει» τις ελκτικές δυνάμεις του πυρήνα. Αντίστοιχα, η ενέργεια δεύτερου ιοντισμού, E_{i2} , ορίζεται:

$$\Sigma^+(g) \rightarrow \Sigma^{2+}(g) + e^-, \text{ με } E_{i2} = \Delta H' > 0$$

Είναι αναμενόμενο πως η δεύτερη ενέργεια ιοντισμού έχει μεγαλύτερη τιμή από την πρώτη, καθώς πιο εύκολα φεύγει το ηλεκτρόνιο από το ουδέτερο άτομο απ' ό,τι από το φορτισμένο ιόν. Δηλαδή, έχουμε:

$$E_{i2} > E_{i1}. \text{ Με ανάλογο τρόπο προκύπτει: } E_{i3} > E_{i2} \text{ κ.ο.κ.}$$

Οι παράμετροι που παίζουν καθοριστικό ρόλο στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας ιοντισμού είναι:

1. Η ατομική ακτίνα

Όσο μεγαλύτερη είναι η ατομική ακτίνα, τόσο μεγαλύτερη είναι και η μέση απόσταση του πιο μακρινού ηλεκτρονίου (με το μεγαλύτερο κύριο κβαντικό αριθμό) από τον πυρήνα. Αυτό έχει ως συνέπεια να ελαττώνεται η έλξη πυρήνα - ηλεκτρονίου με αποτέλεσμα να μειώνεται η ενέργεια ιοντισμού.

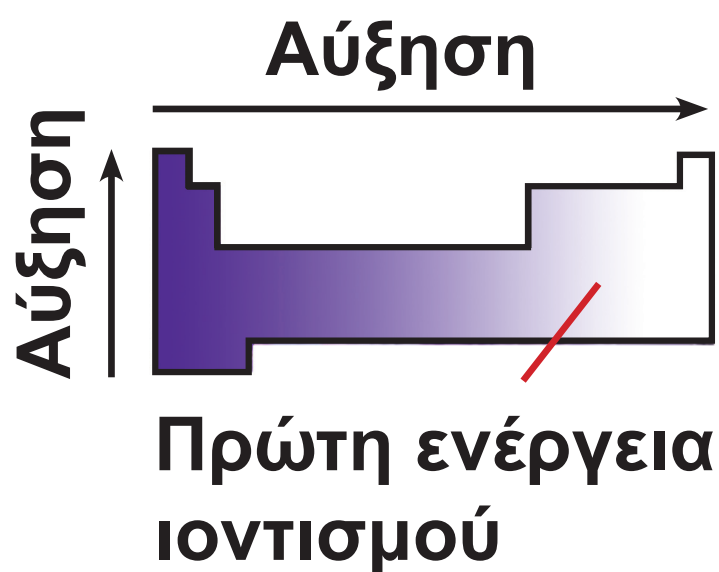
27 pt2. Το φορτίο του πυρήνα

Όσο μεγαλύτερος είναι ο ατομικός αριθμός (Z) του στοιχείου, τόσο μεγαλύτερο είναι το φορτίο του πυρήνα με συνέπεια η έλξη πυρήνα - ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας να

γίνεται ισχυρότερη, οπότε η ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται.

3. Τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια

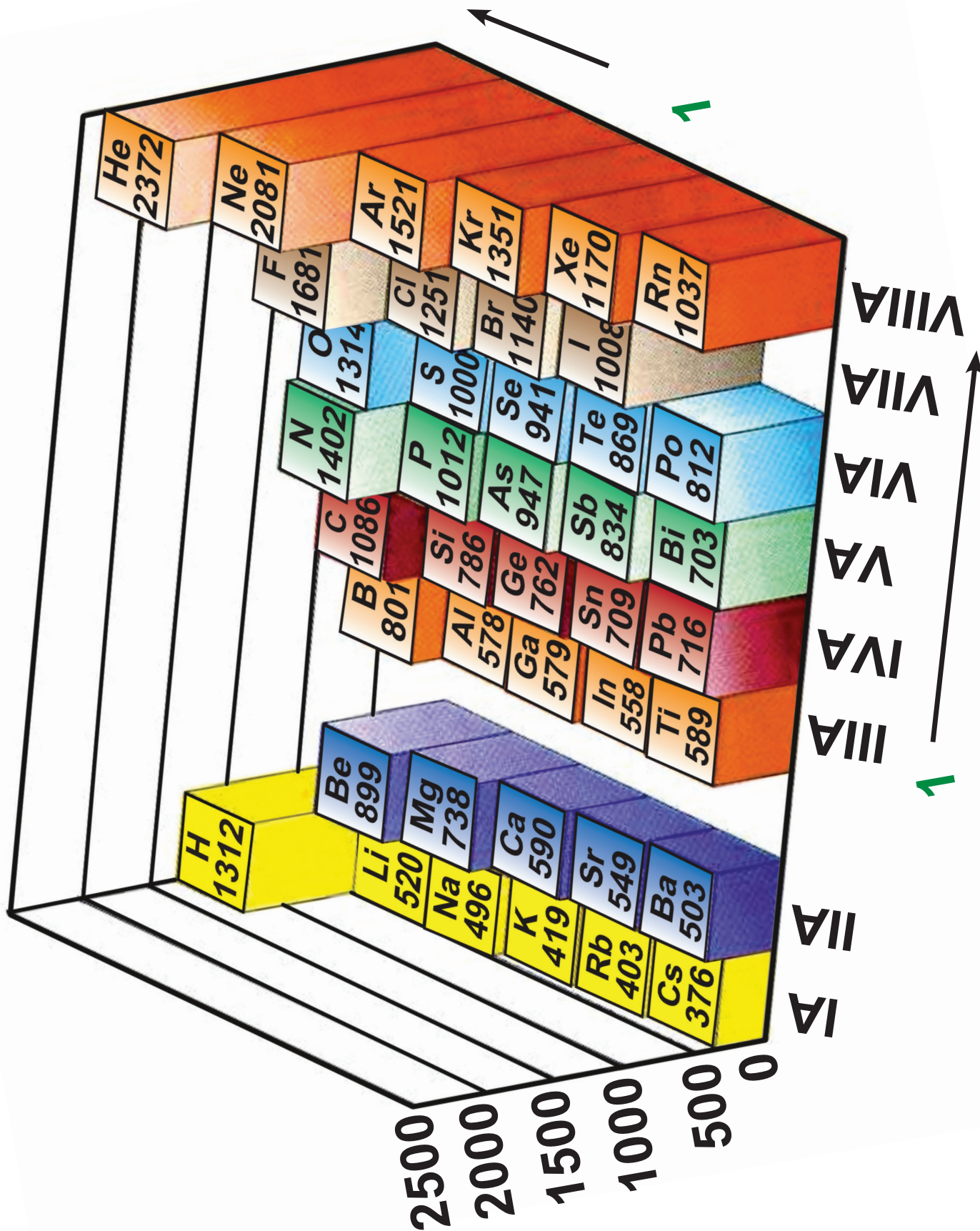
Την έλξη πυρήνα - τελευταίου ηλεκτρονίου επηρεάζουν σημαντικά τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια (μεταξύ πυρήνα και ηλεκτρονίων εξωτερικής στιβάδας), τα οποία απωθούν το τελευταίο ηλεκτρόνιο, με αποτέλεσμα η ενέργεια ιοντισμού να μειώνεται. Το φορτίο του πυρήνα σε συνδυασμό με τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια καθορίζουν την τιμή του δραστικού πυρηνικού φορτίου.



Σχηματική παρουσίαση του τρόπου που η πρώτη ενέργεια ιοντισμού μεταβάλλεται στον πε-

ριοδικό πίνακα. Δηλαδή, η ενέργεια πρώτου ιοντισμού αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από κάτω προς τα πάνω.

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 ηλεκτροθετικά στοιχεία. Η δε τάση που έχουν να αποβάλλουν ηλεκτρόνια ηλεκτροθετικότητα. Η μεταβολή της πρώτης ενέργειας ιοντισμού των στοιχείων των κύριων ομάδων των πρώτων έξι περιόδων σε σχέση με τη θέση τους στον περιοδικό πίνακα δίνεται στο σχήμα 6.9.



142 / 224

1. αύξηση ενέργειας ιοντισμού
2. ενέργεια ιοντισμού / kJ mol^{-1}

ΣΧΗΜΑ 6.9 Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού μεταβάλλεται περιοδικά, ακολουθώντας την περιοδική ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου.

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

Ηλεκτρονιοσυγγένεια

- Ηλεκτρονιοσυγγένεια (E_{ea}) στοιχείου είναι η μεταβολή της ενέργειας που παρατηρείται κατά την πρόσληψη ενός ηλεκτρονίου από άτομο που βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση και σε αέρια φάση. Όταν δηλαδή: $\Sigma(g) + e^- \rightarrow \Sigma(g)^-$, $\Delta H < 0$

• Η ηλεκτρονιοσυγγένεια πολλές φορές στη διεθνή και Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται ΕΑ. Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται E_{ea} .

Η ηλεκτρονιοσυγγένεια εκφράζεται συνήθως σε kJ mol^{-1} .

Η πρόσληψη ηλεκτρονίου είναι συνήθως εξώθερμο φαινόμενο. Αυτό συμβαίνει επειδή το ηλεκτρόνιο διατάσσεται σε περιβάλλον, όπου αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις από τον πυρήνα. Αντίθετα προς τη λογική αυτή είναι η πρόσληψη ηλεκτρονίων από τα ευγενή αέρια, που είναι ενδόθερμη αντίδραση. Να παρατηρήσουμε ότι η δεύτερη ηλεκτρονιοσυγγένεια, δηλαδή αυτή που περιγράφεται από την εξίσωση:

145 / 225



είναι ενδόθερμη, καθώς το ηλεκτρόνιο διατάσσεται αυτή τη φορά σε αρνητικά φορτισμένο περιβάλλον, όπου ασκούνται απωστικές δυνάμεις, κατά την πρόσληψη ηλεκτρονίων.

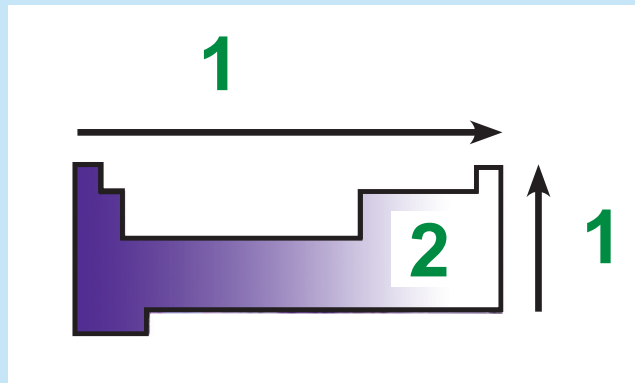
- Η ηλεκτραρνητικότητα αναφέρεται σε άτομο ενωμένο με άλλα άτομα στο μόριο μιας ένωσης. Αντίθετα, η έννοια της ενέργειας ιοντισμού και ηλεκτρονιοσυγγένειας αναφέρεται σε ελεύθερα άτομα, που βρίσκονται στη θεμελιώδη τους κατάσταση.

Γενικά τα αμέταλλα έχουν σχετικά μεγάλη (κατά απόλυτη τιμή) ηλεκτρονιοσυγγένεια, δηλαδή έχουν

μεγάλη τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτραρνητικά ιόντα. Για το λόγο αυτό χαρακτηρίζονται ως ηλεκτραρνητικά στοιχεία. Η δε τάση που έχουν τα στοιχεία να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια ονομάζεται ηλεκτραρνητικότητα.

Η μεταβολή της ηλεκτρονιοσυγγένειας ενός στοιχείου σε σχέση με τη θέση του στον περιοδικό πίνακα ακολουθεί την ίδια πορεία με αυτή της ενέργειας ιοντισμού, δηλαδή:

- Η απόλυτη τιμή της ηλεκτρονιοσυγγένειας αυξάνεται κατά κανόνα από αριστερά προς τα δεξιά και από κάτω προς τα πάνω. Την ίδια λογική ακολουθεί και η ηλεκτραρνητικότητα των στοιχείων.



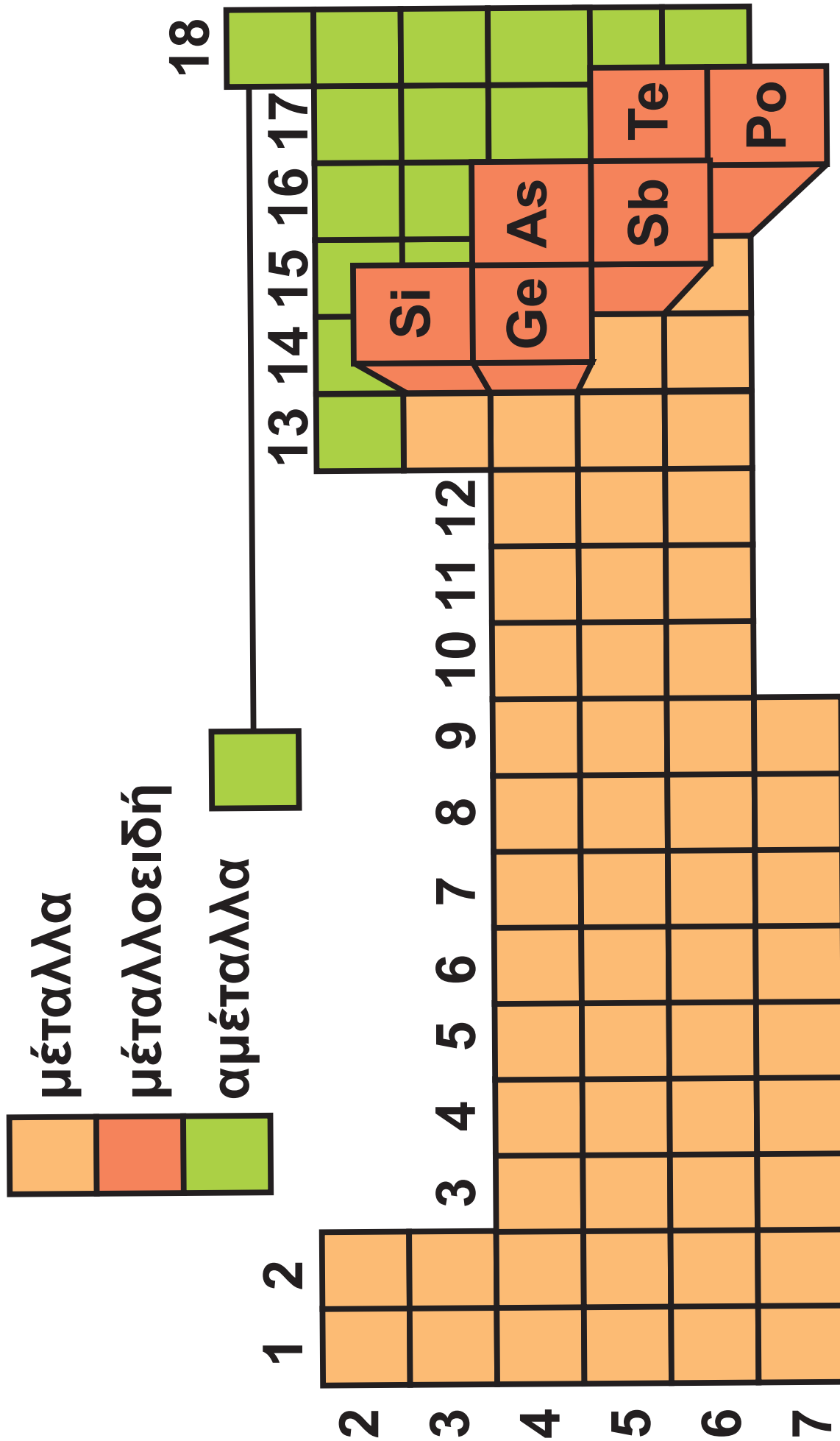
1. Αύξηση ηλεκτρονικής συγγένειας
2. Ηλεκτρονική συγγένεια

Με κάποιες εξαιρέσεις η απόλυτη τιμή της ηλεκτρονιοσυγγένειας αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από κάτω προς τα πάνω. Με τον ίδιο τρόπο μεταβάλλεται και η ηλεκτραρνητικότητα.

Συνοψίζοντας έχουμε ότι, όσο προχωράμε αριστερά και κάτω τον περιοδικό πίνακα, τόσο συναντάμε πιο ηλεκτροθετικά στοιχεία. Δηλαδή, στοιχεία με έντονο χαρακτήρα μετάλλου (π.χ. Cs, Rb). Αντίθετα,

148 / 225 - 226

βαδίζοντας δεξιά και πάνω τον περιοδικό πίνακα συναντάμε τα πιο ηλεκτραρνητικά στοιχεία, αυτά, δηλαδή, που έχουν έντονο χαρακτήρα αμετάλλου (π.χ. F, O). Έτσι, με βάση τον περιοδικό πίνακα μπορεί να γίνει διάκριση μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων. Τα αμέταλλα καταλαμβάνουν το πάνω δεξιό κομμάτι του περιοδικού πίνακα και κατέχουν περίπου το $\frac{1}{4}$ της συνολικής του έκτασης, ενώ τα μέταλλα καταλαμβάνουν σχεδόν όλο το υπόλοιπο κομμάτι του πίνακα, δηλαδή τα $\frac{3}{4}$ αυτού. Στη διαχωριστική γραμμή μεταξύ αυτών, ή κοντά σ' αυτή, βρίσκονται τα ημιμέταλλα ή μεταλλοειδή, που έχουν ιδιότητες μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων.



150 / 226

**ΣΧΗΜΑ 6.10 Η θέση των πιο συνηθισμένων μεταλλοειδών στον περιοδικό πίνακα.
Στα μεταλλοειδή μερικές φορές περιλαμβάνονται τα στοιχεία: B, Be, Bi και At.**



Τομέας s

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H	Πλήρωση υποστιβάδας 1s																2 He
2	3 *2s Li	4 Be	Τομέας d										5 Πλήρωση υποστιβάδας 2p B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 *3s Na	12 Mg	Τομέας d										13 Πλήρωση υποστιβάδας 3p Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 *4s K	20 Ca	21 Sc	Πλήρωση υποστιβάδας 3d Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu							30 Zn	31 Πλήρωση υποστιβάδας 4p Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 *5s Rb	38 Sr	39 Y	Πλήρωση υποστιβάδας 4d Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag							48 Cd	49 Πλήρωση υποστιβάδας 5p In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 *6s Cs	56 Ba	57-71 *La	Πλήρης πλήρωση υποστιβάδας 5d Hf Ta W Re Os Ir Pt Au							80 Hg	81 Πλήρωση υποστιβάδας 6p Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 *7s Fr	88 Ra	89-103 **Ac	Πλήρης 6d Rf Db Sg Bh Hs Mt							112 Uub	113 Uut						

* Πλήρωση

Τομέας f

* Σειρά
Λανθανίου

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Πλήρωση υποστιβάδας 4f													
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Πλήρωση υποστιβάδας 5f													
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

** Σειρά
Ακτινίου

ΣΧΗΜΑ 6.6 Συσχέτιση της ηλεκτρονιακής δόμησης και της θέσης των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα. Στον τομέα s γίνεται πλήρωση της υποστιβάδας s, στον τομέα p πλήρωση μιας υποστιβάδας p κ.ο.κ.

	H 0.37															He 0.32	
Li 1.52	Be 1.13											B 0.88	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.71	Ne 0.69
Na 1.86	Mg 1.60											Al 1.43	Si 1.17	P 1.10	S 1.04	Cl 0.99	Ar 0.97
K 2.27	Ca 1.97	Sc 1.61	Ti 1.45	V 1.31	Cr 1.25	Mn 1.37	Fe 1.24	Co 1.23	Ni 1.25	Cu 1.28	Zn 1.34	Ga 1.23	Ge 1.22	As 1.21	Se 1.17	Br 1.14	Kr 1.10
Rb 2.47	Sr 2.15	Y 1.78	Zr 1.59	Nb 1.43	Mo 1.36	Tc 1.35	Ru 1.32	Rh 1.34	Pd 1.38	Ag 1.44	Cd 1.49	In 1.63	Sn 1.40	Sb 1.41	Te 1.43	I 1.33	Xe 1.30

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΟ ΣΧΗΜΑΤΟΣ 6.8

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 7ου ΤΟΜΟΥ

6	ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ	
6.1	Τροχιακό - Κβαντικοί αριθμοί	14
6.2	Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων	73
6.3	Δομή περιοδικού πίνακα (τομείς s, p, d, f) - Στοιχεία μετάπτωσης	96
6.4	Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων	128





Βάσει του ν. 3966/2011 τα διδακτικά βιβλία του Δημοτικού, του Γυμνασίου, του Λυκείου, των ΕΠΑ.Λ. και των ΕΠΑ.Σ. τυπώνονται από το ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ και διανέμονται δωρεάν στα Δημόσια Σχολεία. Τα βιβλία μπορεί να διατίθενται προς πώληση, όταν φέρουν στη δεξιά κάτω γωνία του εμπροσθόφυλλου ένδειξη «ΔΙΑΤΙΘΕΤΑΙ ΜΕ ΤΙΜΗ ΠΩΛΗΣΗΣ». Κάθε αντίτυπο που διατίθεται προς πώληση και δεν φέρει την παραπάνω ένδειξη θεωρείται κλεψίτυπο και ο παραβάτης διώκεται σύμφωνα με τις διατάξεις του άρθρου 7 του νόμου 1129 της 15/21 Μαρτίου 1946 (ΦΕΚ 1946,108, Α').

Απαγορεύεται η αναπαραγωγή οποιουδήποτε τμήματος αυτού του βιβλίου, που καλύπτεται από δικαιώματα (copyright), ή η χρήση του σε οποιαδήποτε μορφή, χωρίς τη γραπτή άδεια του Υπουργείου Παιδείας, Έρευνας και Θρησκευμάτων / ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ.