

Γεωργίου Κομελίδη

Χημεία Γ' Λυκείου Θετικής

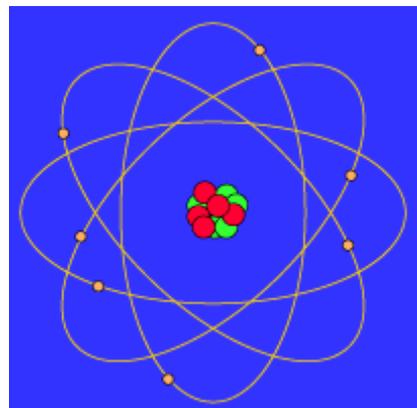
Ηλεκτρονιακή δομή -

Περιοδικός πίνακας -

Δομές Lewis

Ατομικό πρότυπο του Bohr:

Το 1913 ο Δανός Φυσικός Νιλς Μπορ (Niels Bohr) για να εξηγήσει τη δομή του ατόμου δέχτηκε το ατομικό πρότυπο του Νεοζηλανδού φυσικού (Ernest Rutherford). Σύμφωνα με αυτό:



- Σε κάθε άτομο υπάρχει θετικό φορτίο συγκεντρωμένο σε μια πολύ μικρή περιοχή του που είναι συμπαγής και ονομάζεται **πυρήνας**.
- Γύρω από τον πυρήνα βρίσκονται σε τροχιές τα αρνητικά ηλεκτρόνια, δεχόμενα από τον πυρήνα ελκτικές ηλεκτρικές δυνάμεις Κουλόμπ (Coulomb), σχηματίζοντας ένα **σύννεφο** αρνητικού φορτίου.

Ο μεγαλύτερος χώρος του ατόμου είναι κενός.

Το πρότυπο αυτό ονομάζεται και πλανητικό πρότυπο γιατί μοιάζει στο πλανητικό μας σύστημα με τον πυρήνα να παίρνει τη θέση του ήλιου και τα ηλεκτρόνια τη θέση των πλανητών σε τροχιά γύρω από αυτόν.

Ο Μπορ δέχτηκε επίσης ότι τα ηλεκτρόνια κινούνται σε κυκλικές τροχιές γύρω από τον πυρήνα υπό την επίδραση των ελκτικών ηλεκτρικών δυνάμεων Κουλόμπ (Coulomb).

Για να άρει τις αδυναμίες του ατομικού προτύπου του Ράδερφορντ ο Μπορ έθεσε αξιωματικά δύο προτάσεις που ονομάζονται και **συνθήκες του Μπορ**.

• 1η συνθήκη (μηχανική συνθήκη):

Τα ηλεκτρόνια μπορούν να κινούνται γύρω από τον πυρήνα μόνο σε **ορισμένες κυκλικές τροχιές** στις οποίες η ενέργειά τους είναι κβαντισμένη.

Οι τροχιές αυτές ονομάζονται **επιτρεπτές τροχιές**. Οι επιτρεπτές τροχιές έχουν ακτίνα (σύμβολο r) που καθορίζεται από την κβαντική συνθήκη: επιτρεπτές τροχιές είναι οι τροχιές στις οποίες η στροφορμή (σύμβολο L) των ηλεκτρονίων είναι ακέραιο πολλαπλάσιο του \hbar ($\hbar = h/2\pi$). Με αυτή τη συνθήκη η στροφορμή γίνεται μέγεθος κβαντισμένο αφού μπορεί να πάρει μόνο διακριτές τιμές. (h : σταθερά του Πλάνκ, n : κύριος κβαντικός αριθμός)

$$L = m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Η ενέργεια ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου είναι:

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

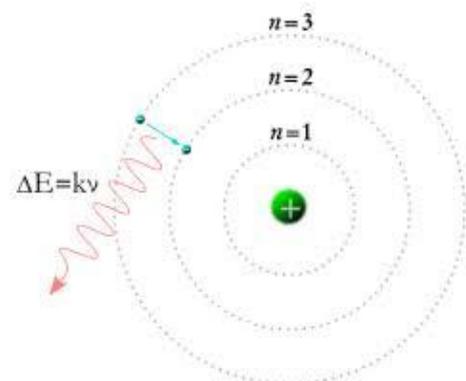
όπου $n = 1, 2, 3, \dots$ (κύριος κβαντικός αριθμός).

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

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.

• 2η συνθήκη (οπτική συνθήκη):

Δεύτερη συνθήκη: Όταν το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στις επιτρεπτές τροχιές δεν ακτινοβολεί και έτσι η ενέργεια του παραμένει σταθερή. Ένα ηλεκτρόνιο εκπέμπει ακτινοβολία μόνο κατά την μετάβασή του από μία επιτρεπτή τροχιά ψηλότερης ενέργειας σε μια επιτρεπτή τροχιά χαμηλότερης ενέργειας. Η ενέργεια του εκπεμπόμενου φωτονίου (E) ισούται τότε με



τη διαφορά ενεργειών των δύο επιτρεπτών τροχιών. Κατά τον ίδιο τρόπο ένα ηλεκτρόνιο απορροφά ενέργεια μόνο κατά την μετάβασή του από μια επιτρεπτή τροχιά χαμηλότερης ενέργειας σε μια επιτρεπτή τροχιά υψηλότερης ενέργειας. Για να μπορέσει το ηλεκτρόνιο να κάνει αυτή τη μετάβαση πρέπει να του δοθεί ενέργεια (E) ακριβώς ίση με τη διαφορά ενεργειών των δύο τροχιών.

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

Η ενέργεια αυτή δίνεται από τη σχέση: $\Delta E = |E_f - E_i| = h \nu$

Ενέργεια εκπέμπεται όταν μεταπηδά σε χαμηλότερη ενεργειακή στάθμη και απορροφάται όταν μεταπηδά σε υψηλότερη ενεργειακή στάθμη.

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.

Μειονεκτήματα του ατομικού προτύπου του Bohr:

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

Με το ατομικό πρότυπο του Bohr ερμηνεύτηκε το φάσμα εκπομπής του υδρογόνου και των υδρογονοειδών ιόντων.

Θεωρία των κβάντα του Max Planck:

Η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία, άρα και το φως, εκπέμπεται, διαδίδεται και απορροφάται κατά ορισμένες ελάχιστες ποσότητες, τα κβάντα (quantum = ποσότητα, πακέτο). Κάθε κβάντο (φωτόνιο)

μεταφέρει ποσότητα ενέργειας η οποία είναι ανάλογη της συχνότητας ν της ακτινοβολίας και δίδεται από τη σχέση: $E_{\text{φωτονίου}} = h \cdot \nu$

DE BROGLIE (Μπρέιγ)

Η κυματική θεωρία της ύλης του De Broglie

Η δυαδικότητα κύματος-σωματιδίου του φωτός και της ύλης

Το 1690 ο Christiaan Huygens πρότεινε τη θεωρία ότι το φως αποτελούνταν από κύματα (κυματική φύση του φωτός), ενώ το 1704 ο Isaac Newton πρότεινε ότι το φως αποτελούνταν από μικροσκοπικά σωματίδια. Εξάλλου διαφορετικά πειράματα, υποστήριζαν την κάθε μια από τις θεωρίες αυτές.



Εντούτοις, ούτε μια τέλεια θεωρία σωματιδίων, ούτε μια τέλεια κυματική θεωρία δεν θα μπορούσε να εξηγήσει όλα τα φαινόμενα που συνδέονται με το φως! Έτσι οι επιστήμονες άρχισαν να σκέφτονται το φως και ως σωματίδιο και ως κύμα.

Το 1923 ο Louis ντε Broglie (Μπρέιγ) υπέθεσε ότι ένα υλικό σωματίδιο θα μπορούσε επίσης να έχει κυματοειδείς ιδιότητες, και το 1927 αποδείχτηκε πειραματικά από τους Davisson και Germer ότι τα ηλεκτρόνια μπορούν πράγματι να συμπεριφερθούν όπως τα κύματα.

Πώς μπορεί κάτι να είναι και ένα σωματίδιο και ένα κύμα συγχρόνως; Δεν εννοούμε βέβαια να σκεφτεί κάποιος το φως ως ένα ρεύμα σωματιδίων που κινούνται πάνω-κάτω κατά τρόπο κυματοειδή. Πραγματικά, το φως και η ύλη υπάρχουν ως σωματίδια. Αυτό που συμπεριφέρεται σαν ένα κύμα, είναι η πιθανότητα να βρεθεί αυτό το σωματίδιο σε διάφορες θέσεις.

Το φως που εμφανίζεται μερικές φορές να ενεργεί όπως ένα κύμα, είναι επειδή παρατηρούμε την συσσώρευση πολλών από τα σωματίδια του φωτός (κβάντα), κι έτσι διαμορφάζονται πάρα πολύ οι πιθανότητες για διαφορετικές θέσεις στις οποίες θα μπορούσε να είναι κάθε σωματίδιο.

Κάθε μικρό κινούμενο σωματίδιο όπως το ηλεκτρόνιο, παρουσιάζει διττή φύση, είναι ταυτόχρονα σωματίδιο (κβάντο) και κύμα (ηλεκτρομαγνητικό κύμα), όπως ακριβώς συμβαίνει με τα φωτόνια του φωτός.

Η σχέση που περιγράφει το μήκος κύματος ενός τέτοιου σωματιδίου είναι η:

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

όπου:

λ : Το μήκος κύματος

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

m : η μάζα του σωματιδίου,

u : η ταχύτητα του σωματιδίου

Για να εκδηλωθεί ο κυματικός χαρακτήρας ενός σωματιδίου θα πρέπει το μήκος κύματος που προσδιορίζεται από την παραπάνω σχέση να είναι τάξης μεγέθους αντίστοιχου της διαμέτρου των ατομικών πυρήνων ($\lambda = 10^{-10} \text{ m}$).

Αυτό παρατηρείται σε σωματίδια που έχουν πολύ μικρή μάζα και μεγάλη ταχύτητα.

Τα ηλεκτρόνια ακόμη και όταν κινούνται με ταχύτητες παραπλήσιες του φωτός, ικανοποιούν αυτήν τη συνθήκη αφού έχουν πολύ μικρή μάζα ($\approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$), άρα και πολύ μικρή ορμή. Τα μεγαλύτερα σώματα όμως, εξαιτίας της μεγάλης τους μάζας, ανεξάρτητα από την ταχύτητά τους, έχουν μεγάλη ορμή. Έτσι το μήκος κύματος που τους αντιστοιχεί με βάση τη σχέση του De Broglie, είναι πολύ μικρότερο της απαιτούμενης τιμής και δεν μπορούν να προσδιοριστούν με τα όργανα που χρησιμοποιούνται για αυτό το σκοπό.

Το μήκος κύματος ενός ηλεκτρονίου που κινείται με ταχύτητα 100 φορές μικρότερη από την ταχύτητα του φωτός στο κενό, το υπολογίζουμε με τη σχέση του De Broglie περίπου 10^{-10} m.

Το μήκος κύματος μιας μπάλας του τένις που κινείται με ταχύτητα 65 km/h υπολογίζεται με τον ίδιο τρόπο να είναι $\lambda < 10^{-33}$ m, δηλαδή αρκετά μικρότερο από το 10^{-10} που απαιτείται για να είναι ανιχνεύσιμο.

Σημαντικά σχόλια της Θεωρίας:

Η διττή φύση του ηλεκτρονίου είναι μία και δεν αλλάζει συνεχώς.

Ανάλογα με τις πειραματικές συνθήκες που εφαρμόζουμε, άλλοτε εκδηλώνεται ο σωματιδιακός και άλλοτε ο κυματικός χαρακτήρας του ηλεκτρονίου.

Η εργασία του **De Broglie** αποτελεί τη βάση λειτουργίας του ηλεκτρονικού μικροσκοπίου, η οποία οφείλεται στην περίθλαση των ηλεκτρονίων σε κρυσταλλικό πλέγμα. Στο φαινόμενο αυτό εκδηλώνεται η κυματική φύση του ηλεκτρονίου.

Η Θεμελίωση της κβαντομηχανικής

Στην καρδιά της κβαντομηχανικής βρίσκεται η αρχή της απροσδιοριστίας η οποία καθιστά απαγορευτική την ταυτόχρονη μέτρηση με απεριορίστη ακρίβεια δύο συζευγμένων μεταβλητών όπως πχ είναι η θέση και η ορμή ενός σωματιδίου.

Το 1925, ο **Werner Heisenberg** εργαζόταν πάνω σε μια νέα μαθηματική περιγραφή της ύλης. Οι συλλογισμοί του τον οδήγησαν στην επιβεβαίωση μιας νέας αρχής που έχει γίνει το σήμα κατατεθέν της κβαντικής θεωρίας. Αυτή είναι η γνωστή αρχή της αβεβαιότητας του **Heisenberg**.

Η αρχή της αβεβαιότητας ή απροσδιοριστίας του Heisenberg (1927)

Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια ταυτόχρονα τη θέση και την ορμή ($p=m \cdot u$) ενός μικρού σωματιδίου όπως για παράδειγμα το ηλεκτρόνιο.

Η θέση και η ορμή ενός σώματος είναι δύο χρήσιμα μεγέθη που χρησιμοποιούνται στη μελέτη των σωμάτων. Ο Heisenberg απέδειξε μαθηματικά πως είναι αδύνατον να προσδιοριστούν με απόλυτη ακρίβεια και τα δύο αυτά μεγέθη ταυτόχρονα σε μικρά σωματίδια. *Όσο μεγαλύτερη ακρίβεια προσπαθούμε να επιτύχουμε στον προσδιορισμό της θέσης μικρών σωματιδίων όπως το ηλεκτρόνιο, τόσο μεγαλύτερο είναι το σφάλμα που κάνουμε στον προσδιορισμό της ορμής του ίδιου σωματιδίου και αντιστρόφως.* Αντίθετα, στην περίπτωση μεγάλων σωμάτων, όπως π.χ. μία κινούμενη μπάλα ποδοσφαίρου, τα σφάλματα αυτά είναι αμελητέα. Έτσι, μπορούμε να προσδιορίσουμε με ακρίβεια ταυτόχρονα τη θέση και τη ταχύτητα της μπάλας, οποιαδήποτε χρονική στιγμή.

Η αποδοχή της αρχής της αβεβαιότητας οδήγησε στην κατάρριψη του ατομικού πρότυπου Bohr, αφού 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.

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.

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**.

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.

Κάθε κυματοσυνάρτηση Ψ που αποτελεί λύση της εξίσωσης Schrödinger περιγράφει ένα τροχιακό.

Σαν τροχιακό ονομάζεται η περιοχή του χώρου μέσα στην οποία υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρίσκεται το ηλεκτρόνιο.

Η πιθανότητα αυτή είναι ανάλογη του τετραγώνου της κυματοσυνάρτησης Ψ δίνοντας πλέον με αυτό τον τρόπο φυσική σημασία σε αυτό το μέγεθος.

Από την επίλυση της εξίσωσης αυτής προκύπτουν οι κβαντικοί αριθμοί n, ℓ, m

Ατομικά τροχιακά

Σύμφωνα με τις απόψεις της κυματομηχανικής Θεωρίας το ηλεκτρόνιο δεν περιφέρεται γύρω από τον πυρήνα, ούτε βρίσκεται σε μια συγκεκριμένη θέση. Γίνεται δεκτό ότι υπάρχουν τα **ατομικά τροχιακά**, που είναι μια περιοχή στο χώρο γύρω από τον πυρήνα, στην οποία υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο.

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

Κβαντικοί αριθμοί Τροχιακά

Στην κβαντομηχανική η κατάσταση του ηλεκτρονίου του ατόμου περιγράφεται με τον προσδιορισμό τεσσάρων αριθμών, γνωστών ως **κβαντικών αριθμών**. Οι τρεις από αυτούς προκύπτουν από την επίλυση της εξίσωσης Schrödinger για το άτομο του υδρογόνου και είναι οι:

κύριος κβαντικός αριθμός n ,

αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l ,

μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_l

Κάθε τριάδα κβαντικών αριθμών αποτελεί λύση της εξίσωσης Schrödinger και καθορίζει ένα συγκεκριμένο τροχιακό που περιγράφει τη κβαντική κατάσταση ενός ηλεκτρονίου με ορισμένη ενέργεια E_n

Ο κύριος κβαντικός αριθμός (n), (*principal quantum number*)

Ο κύριος κβαντικός αριθμός είναι απολύτως ισοδύναμος με τον ακέραιο αριθμό n των **ενεργειακών επιπέδων του μοντέλου Bohr**. Θεωρητικά παίρνει όλες τις ακέραιες θετικές τιμές 1, 2, 3, 4,.....,∞ και προσδιορίζει τα κύρια ενεργειακά επίπεδα σε ένα άτομο.

Καθώς αυξάνει το n , τα ηλεκτρόνια απομακρύνονται από τον πυρήνα και συνεπώς κατέχουν μεγαλύτερη ενέργεια. Τα γνωστά μέχρι σήμερα χημικά στοιχεία στη θεμελιώδη, μη διεγερμένη κβαντική κατάσταση των ηλεκτρονίων περιέχουν ηλεκτρόνια στους επτά (7) πρώτους κύριους κβαντικούς αριθμούς $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

Όλες, οι μεγαλύτερες του επτά, τιμές του κύριου κβαντικού αριθμού είναι δυνατές και περιγράφουν διεγερμένες κβαντικές καταστάσεις των ατόμων. Η τιμή $n = \infty$ αντιπροσωπεύει την απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ένα άτομο και τη δημιουργία ιόντος, φαινόμενο γνωστό ως **ιοντισμός**.

το μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους.

Το μέσο μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους (η λεγόμενη ηλεκτρονιακή στιβάδα) μεγαλώνει όσο μεγαλώνει το n .

Ο κύριος κβαντικός αριθμός προσδιορίζει την ισχύ της έλξης πυρήνα - ηλεκτρονίου. Όσο πιο μεγάλος είναι ο n τόσο πιο απομακρυσμένο είναι το ηλεκτρονιακό νέφος από τον πυρήνα, τόσο μικρότερη έλξη δέχεται από αυτόν (η ηλεκτρική δύναμη είναι αντιστρόφως ανάλογη προς το τετράγωνο της απόστασης των ηλεκτρικών φορτίων).

Ο κύριος κβαντικός καθορίζει επίσης την ενέργεια του ηλεκτρονιακού νέφους. Ο ίδιος αριθμός καθόριζε την ενέργεια του ηλεκτρονίου και στο ατομικό πρότυπο Bohr.

Τα ατομικά τροχιακά που έχουν τον ίδιο κύριο κβαντικό αριθμό n συγκροτούν τη **στιβάδα ή φλοιό**.

Αντιστοιχία κύριου κβαντικού αριθμού n και συμβολισμών των στιβάδων ή φλοιών.

κύριος κβαντικός αριθμός, n	στιβάδα ή φλοιός
1	K
2	L
3	M
4	N
5	O
6	P
7	Q

2. ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός ή αζιμουθιακός (l)

Ο αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονικού νέφους.

Τροχιακά με διαφορετικούς l έχουν διαφορετικά σχήματα.

Ο δευτερεύων κβαντικός αριθμός είναι ενδεικτικός της άπωσης μεταξύ των ηλεκτρονίων και επηρεάζει την ενέργεια του ηλεκτρονιακού νέφους. Αντίστοιχος αριθμός δεν υπήρχε στο ατομικό πρότυπο του Bohr, γι αυτό το μοντέλο του είχε επιτυχία μόνο στα υδρογονοειδή άτομα, στα οποία ο αζιμουθιακός αριθμός l δεν μπορεί να επηρεάσει τις τιμές της ενέργειας του ηλεκτρονίου.

Οι τιμές του δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού ή αζιμουθιακού (l) εξαρτώνται από την τιμή του n . Ισχύει:

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1).$$

Τα ατομικά τροχιακά που έχουν το ίδιο n και l λέμε ότι αποτελούν υποστιβάδα ή υποφλοιό. Οι υποστιβάδες ή υποφλοιοί **συμβολίζονται με τα γράμματα s, p, d, f, g, j, k, l κ.τ.λ.**

Οι συμβολισμοί των 4 πρώτων υποστιβάδων προέκυψαν από τα αρχικά των λέξεων που χαρακτήριζαν παλιότερα φασματικές γραμμές.

Συγκεκριμένα:

s: sharp (οξύς)

p: principal (κύριος)

d: diffuse (διάχυτος)

f: fundamental (θεμελιώδης)

Αντιστοιχία δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού ή αζιμουθιακού (l) και συμβολισμών των υποστιβάδων ή υποφλοιών.

αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l	υποστιβάδα-υποφλοιός
0	s
1	p
2	d
3	f

3. 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 ατομικό τροχιακό. Έτσι προσδιορίζεται και η κατανομή του ηλεκτρονιακού νέφους (συνάρτηση ψ^2).

Ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_l καθορίζει τον προσανατολισμό του ηλεκτρονικού νέφους σε σχέση με τους άξονες x, y, z , δηλαδή στο χώρο.

Οι τιμές του εξαρτώνται από την τιμή του l και συγκεκριμένα παίρνει τις τιμές:

$$m_l = -l, (-l+1), \dots, 0, 1, \dots, (l-1), +l.$$

Είναι προφανές από την παραπάνω σχέση, πως σε κάθε υποστιβάδα με τιμή δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού l αντιστοιχούν $(2l + 1)$ τιμές m_l . Το καθένα m_l που αντιστοιχεί σε συγκεκριμένο l , συμβολίζεται με γράμματα που τοποθετούνται σαν δείκτες στο

σύμβολο της υποστοιβάδας. Για παράδειγμα για το τροχιακό p χρησιμοποιούνται τα παρακάτω σύμβολα:

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

Το όνομα «μαγνητικός» του αποδόθηκε γιατί το ηλεκτρόνιο, ως κινούμενο φορτίο που είναι, δημιουργεί μαγνητικό πεδίο καθορισμένης φοράς.

Οι τρεις πρώτοι κβαντικοί αριθμοί, n , l , m_l καθορίζουν ένα **ατομικό τροχιακό**.

Τα τροχιακά μπορεί να περιέχουν ή να μη περιέχουν ηλεκτρόνια. Σε κάθε τροχιακό μπορεί να βρίσκονται το πολύ δύο ηλεκτρόνια. Η παρουσία ηλεκτρονίου σε κάθε τροχιακό καθορίζεται από ένα τέταρτο κβαντικό αριθμό τον αριθμό $spin$.

4. Ο τέταρτος κβαντικός αριθμός ονομάζεται **κβαντικός αριθμός του spin (m_s)**, και δε συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου ούτε στον καθορισμό του ατομικού τροχιακού. Αυτός καθορίζει την ιδιοπεριστροφή του ηλεκτρονίου γύρω από τον εαυτό του.

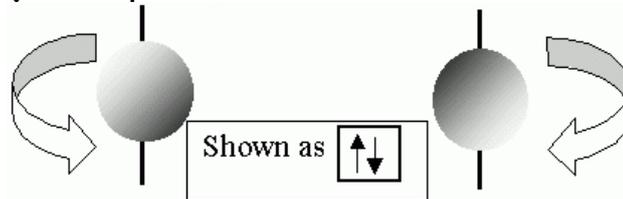
Ο κβαντικός αριθμός του spin (m_s)

Κάθε ηλεκτρόνιο μέσα σε ένα τροχιακό εκτός από την περιφορά του γύρω από τον πυρήνα περιφέρεται και γύρω από τον εαυτό του. Επομένως τα ηλεκτρόνια έχουν **ιδιοστροφορμή ($spin$)**. Επειδή τα ηλεκτρόνια είναι ηλεκτρικά φορτισμένα, η ιδιοστροφορμή τα αναγκάζει να συμπεριφέρονται σαν μικροσκοπικοί μαγνήτες, αποκτώντας μαγνητική ροπή. Η περιφορά των ηλεκτρονίων γύρω από τον εαυτό τους μπορεί να έχει δύο προσανατολισμούς και συνεπώς ο κβαντικός αριθμός του spin m_s παίρνει δύο τιμές τις $-1/2$ και $+1/2$ που εκφράζουν τις δύο αντίθετες κατευθύνσεις της μαγνητικής τους ροπής.

Ο κβαντικός αριθμός του spin m_s , καθορίζει τον αριθμό των ηλεκτρονίων που καταλαμβάνουν κάθε τροχιακό. Έτσι σε κάθε τροχιακό μπορεί να συνυπάρξουν **μόνο δύο ηλεκτρόνια** τα οποία θα έχουν αντιπαράλληλη ιδιοστροφομή δηλαδή αντίθετες κατευθύνσεις στη μαγνητικής τους ροπή.

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

Ο κβαντικός αριθμός του spin (m_s) παίρνει τιμές $+1/2$ ή $-1/2$, και είναι ανεξάρτητος από τις τιμές των άλλων κβαντικών αριθμών. Το ηλεκτρόνιο κινείται γύρω από τον άξονα του (spin ηλεκτρονίου), είτε με τη φορά των δεικτών του ρολογιού οπότε λέμε πως ισχύει $m_s = -\frac{1}{2}$, είτε αντίστροφα οπότε λέμε πως ισχύει $m_s = +\frac{1}{2}$. Η τιμή $m_s = +1/2$, ορίζεται σαν **παράλληλο spin** ή spin προς τα πάνω και συμβολίζεται (\uparrow), ενώ για τιμή $m_s = -1/2$, λέμε ότι έχουμε **αντιπαράλληλο spin** ή spin προς τα κάτω και συμβολίζεται (\downarrow).



Η περιγραφή των ηλεκτρονίων γίνεται με τη βοήθεια των κβαντικών αριθμών. Στον παρακάτω πίνακα βλέπουμε τις τιμές και το ρόλο του καθενός.

n	κύριος κβαντικός αριθμός	απόσταση e^- από τον πυρήνα, ενέργεια ηλεκτρονίου	1, 2, 3...
l	δευτερεύων ή αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός	άπωση ηλεκτρονίων, σχήμα τροχιακού	Για κάθε τιμή του n 0, 1, 2, ...($n-1$)
m_l	μαγνητικός κβαντικός αριθμός	προσανατολισμός του τροχιακού	Για κάθε τιμή του l - l .. 0...+ l
m_s	spin	αυτοπεριστροφή του e^-	$\pm 1/2$

ΣΥΜΒΟΛΙΣΜΟΙ

Στιβάδα:	n
Υποστιβάδα:	n, l
Τροχιακό:	$n, l, ml,$
Ηλεκτρόνιο:	n, l, ml, ms
Αριθμός υποστιβάδων σε στιβάδα:	n
Αριθμός τροχιακών σε στιβάδα:	$2l+1=n^2$
Αριθμός ηλεκτρονίων σε στιβάδα:	$2(2l+1)=2n^2$

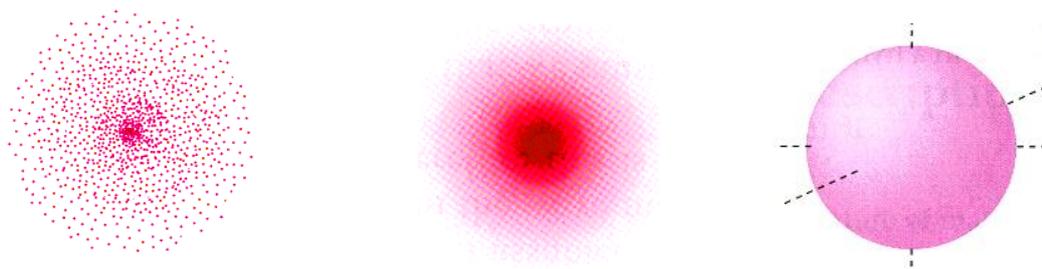
Οι κβαντικοί αυτοί αριθμοί μπορούν να εφαρμοστούν και σε άλλα άτομα εκτός του υδρογόνου και των υδρογονοειδών.

Υδρογονοειδή ονομάζονται τα άτομα ή τα ιόντα που περιέχουν ένα μόνο ηλεκτρόνιο, όπως στο άτομο του υδρογόνου (π.χ. He^+ , Li^{2+}).

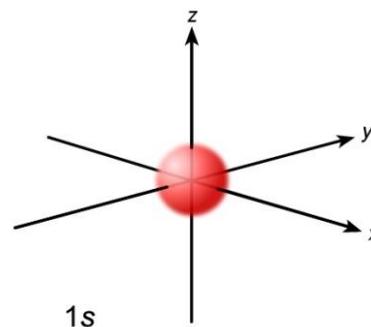
Ο κύριος κβαντικός αριθμός (n) είχε εισαχθεί αυθαίρετα στο ατομικό πρότυπο του Bohr, για τον καθορισμό της ενεργειακής στάθμης του ηλεκτρονίου.

Γραφική απεικόνιση ατομικών τροχιακών

Η απεικόνιση της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους που καταχρηστικά ονομάζονται «ατομικό τροχιακό» μπορεί να γίνει με τρεις τρόπους. Από αυτούς, η παράσταση με οριακές καμπύλες είναι από ο συνηθισμένους. Στο περίγραμμα της καμπύλης περικλείεται το 90-99% της πυκνότητας του ηλεκτρονιακού νέφους. Ας γνωρίσουμε το σχήμα ορισμένων από τα τροχιακά.



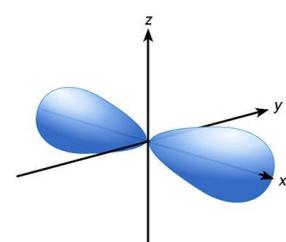
Τα s τροχιακά ($l = 0$) συμβολίζονται με σφαίρες. Το μέγεθος τους εξαρτάται από τον κύριο κβαντικό αριθμό και συγκεκριμένα όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n , τόσο μεγαλύτερο είναι το



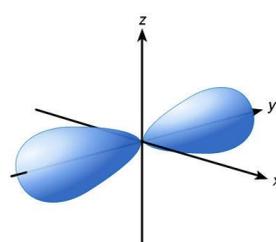
©NCSSM 2003

s τροχιακό. Στα s τροχιακά η πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο σε μια ορισμένη απόσταση από τον πυρήνα είναι ανεξάρτητη από την κατεύθυνση. Αυτό οφείλεται στη σφαιρική τους συμμετρία. Τα ηλεκτρόνια στα s τροχιακά έχουν πιθανότητα να βρεθούν στον πυρήνα του ατόμου.

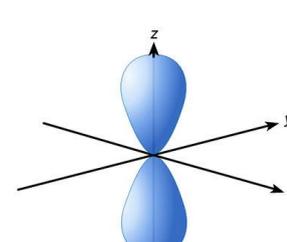
Τα p τροχιακά έχουν το σχήμα διπλού λοβού. Το σχήμα αυτό προκύπτει αν ένα σφαιρικό μπαλόνι «τραβηχτεί» από κάποιο σημείο του.



©NCSSM 2003



©NCSSM 2003



©NCSSM 2003

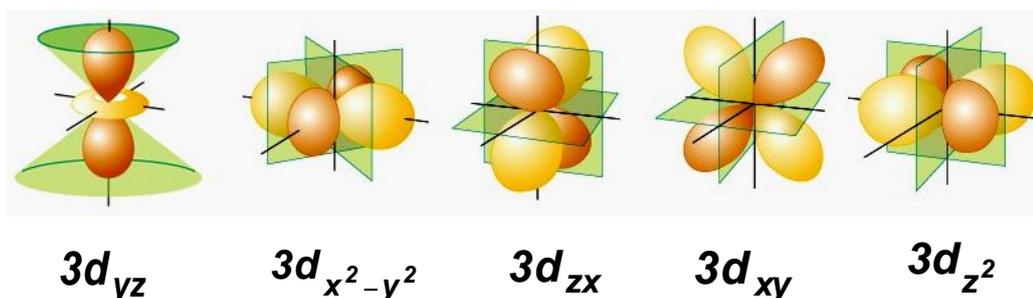
Σε κάθε τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού με $n = 2$, αντιστοιχούν τρία p τροχιακά, που έχουν ίδιο μέγεθος και σχήμα αλλά διαφορετικό προσανατολισμό.

Το μέγεθος του p τροχιακού καθορίζεται και αυτό από την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού. Όσο μεγαλύτερος είναι ο κύριος κβαντικός αριθμός n στον οποίο ανήκει το τροχιακό p , τόσο μεγαλύτερο είναι το μέγεθος του τροχιακού.

Το ηλεκτρόνιο στο p τροχιακό, έχει ελάχιστη πιθανότητα να βρεθεί κοντά στον πυρήνα.

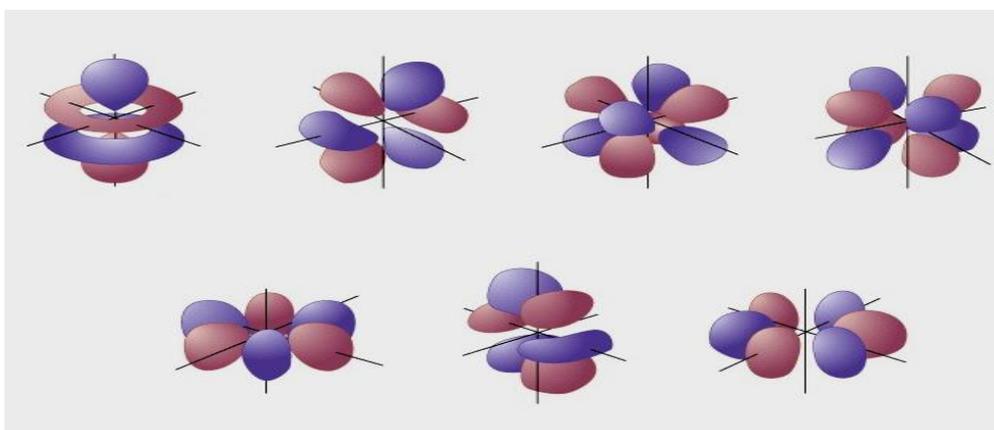
Τα d τροχιακά είναι πέντε και έχουν σχετικά πολύπλοκη απεικόνιση. Σε αυτά ισχύουν:

$$l = 2 \text{ και } m_l: -2, -1, 0, +1, +2$$



Τα f τροχιακά είναι συνολικά 7 και έχουν και αυτά σχετικά πολύπλοκη απεικόνιση. Σε αυτά ισχύουν:

$$l = 3 \text{ και } (m_l: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3).$$



Ενεργειακές στάθμες

Ένα ηλεκτρόνιο έχει ορισμένη ενέργεια, όπως καθορίζεται από:

- 1) Την κύρια στάθμη ενέργειας (κβαντικό αριθμό) n , που σχετίζεται με το μέγεθος του τροχιακού.
- 2) Την υποστάθμη s, p, d, f , που σχετίζεται με τη μορφή του τροχιακού.

Εκτός της s , κάθε άλλη υποστάθμη έχει ορισμένο αριθμό ισοενεργειακών (εκφυλισμένων) τροχιακών, που διαφέρουν ως προς τον προσανατολισμό τους στο χώρο.

Παρατηρήσεις!!

Αν και οι εξισώσεις Schrödinger δίνουν ακριβείς λύσεις μόνο για το άτομο του υδρογόνου και των υδρογονοειδών έχει αποδειχτεί ότι στα πολυηλεκτρονικά άτομα η μορφή των τροχιακών δε διαφέρει αισθητά απ' αυτήν που περιγράφηκε για το άτομο του υδρογόνου. Στο υδρογόνο και τα υδρογονοειδή οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων, που ανήκουν στην ίδια στιβάδα, ταυτίζονται, δηλαδή έχουν ακριβώς την ίδια ενέργεια.

Αυτό δεν ισχύει στα πολυηλεκτρονικά άτομα γιατί εκτός από τις ελκτικές δυνάμεις πυρήνα - ηλεκτρονίου που καθορίζονται από τον κύριο κβαντικό αριθμό n , ασκούνται και απώσεις ηλεκτρονίου - ηλεκτρονίου που καθορίζονται από το δευτερεύοντα κβαντικό αριθμό. Έτσι σ' αυτά, οι ενεργειακές στάθμες των υποστιβάδων της ίδιας στιβάδας δεν έχουν την ίδια ενέργεια όπως συμβαίνει στο άτομο του υδρογόνου και των υδρογονοειδών.

Για να προσδιορίσουμε την ενέργεια των τροχιακών στα πολυηλεκτρονικά άτομα ακολουθούμε τους εξής κανόνες:

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 .

Αρχές δόμησης πολυηλεκτρονικών ατόμων

Η συμπλήρωση των τροχιακών με ηλεκτρόνια, λέγεται **ηλεκτρονιακή δόμηση** ή **ηλεκτρονιακή κατανομή**. Στο άτομο του υδρογόνου, το μοναδικό ηλεκτρόνιο τοποθετείται στο τροχιακό $1s$ το οποίο έχει τη μικρότερη δυνατή ενέργεια και λέμε πως «**το άτομο βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση**». Η τοποθέτηση του σε οποιαδήποτε άλλο τροχιακό γίνεται μόνο με **διέγερση του ατόμου**. Στα πολυηλεκτρονικά άτομα όπου ο αριθμός των ηλεκτρονίων είναι μεγαλύτερος, η τοποθέτηση των ηλεκτρονίων σε τροχιακά είναι περισσότερο πολύπλοκη διαδικασία. Η τοποθέτηση του ηλεκτρονίου στο κάθε τροχιακό επηρεάζεται από δύο ηλεκτρικές αλληλεπιδράσεις μέσα στο πολυηλεκτρονικό άτομο, **την έλξη του από τον πυρήνα και την άπωσή του από τα γειτονικά του ηλεκτρόνια**.

Η συμπλήρωση με ηλεκτρόνια των στιβάδων τέτοιων ατόμων γίνεται με βάση την **αρχή δόμησης (aufbau)**.

Η **αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης (aufbau)**. Στην ουσία πρόκειται για δύο αρχές και έναν κανόνα που πρέπει να ισχύουν ταυτόχρονα κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου. Αυτές είναι οι:

1. Απαγορευτική αρχή του Pauli.
2. Αρχή της ελάχιστης ενέργειας.
3. Κανόνας του Hund.

Η απαγορευτική αρχή του Pauli:

Είναι αδύνατο να υπάρχουν στο ίδιο άτομο δύο ηλεκτρόνια με ίδια τετράδα κβαντικών αριθμών (n, l, m_l, m_s).

Συμπεράσματα από την αρχή του Pauli:

1. Από την αρχή αυτή προκύπτει ξεκάθαρα πως δεν μπορεί ένα τροχιακό να χωρέσει πάνω από δύο ηλεκτρόνια. $+1/2$ και $-1/2$.
Αν σε κάποιο τροχιακό τοποθετηθεί ένα ηλεκτρόνιο τότε το επόμενο που θα τοποθετηθεί στο ίδιο τροχιακό, θα έχει υποχρεωτικά αντιπαράλληλο spin με το αρχικό.
2. Με την αρχή του Pauli καθορίζεται ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να χωρέσει σε μια ορισμένη υποστιβάδα και μια στιβάδα.

Η αρχή ελάχιστης ενέργειας

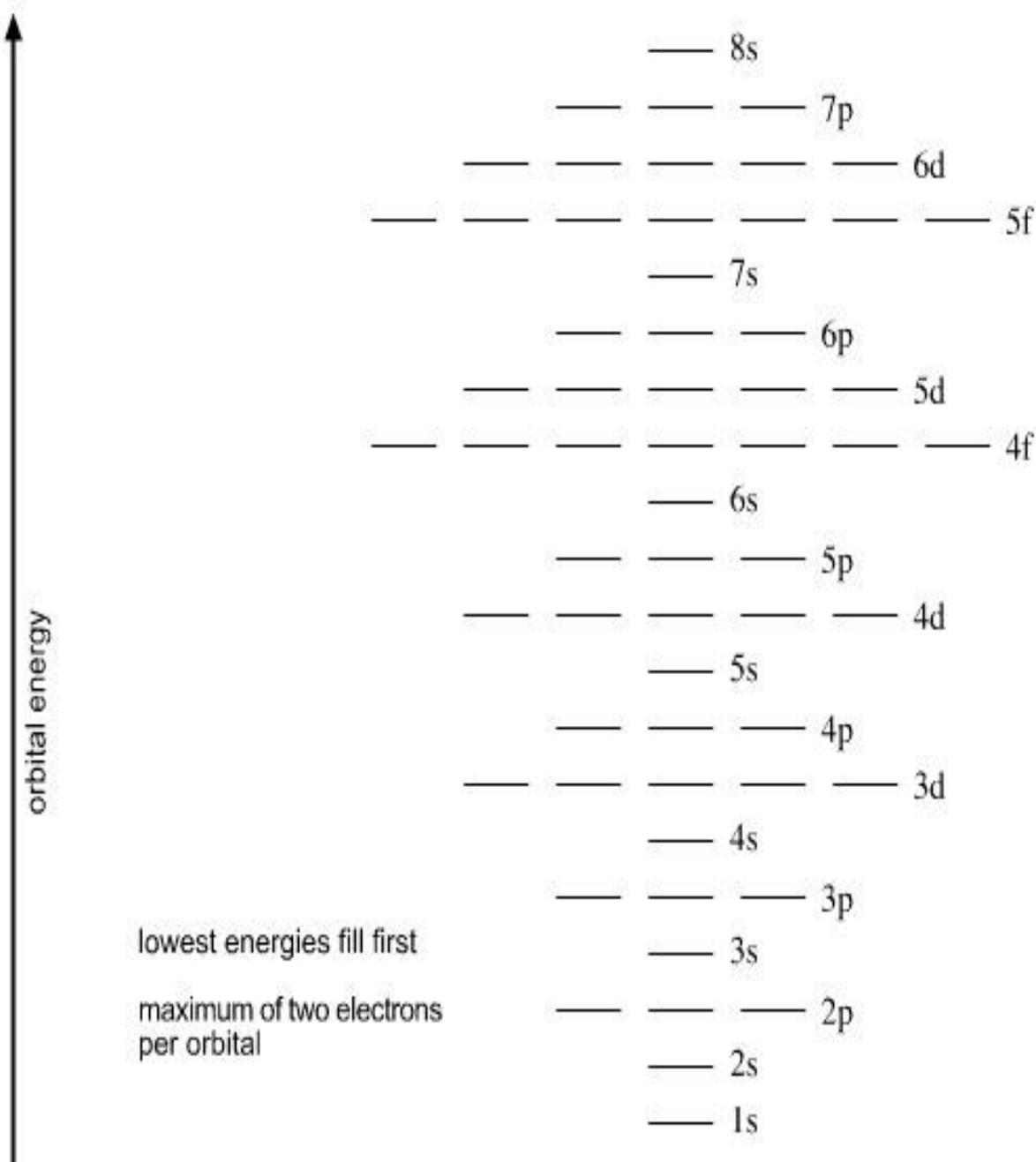
"Τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν πρώτα τα διαθέσιμα ατομικά τροχιακά χαμηλότερης ενέργειας και μετά, εφόσον υπάρχει περίσσεια ηλεκτρονίων, καταλαμβάνουν τροχιακά υψηλότερης ενέργειας δημιουργώντας μια δομή με τη μικρότερη δυνατή ενέργεια στη θεμελιώδη κατάσταση. "

Ο κανόνας του Hund

Τα εκφυλισμένα τροχιακά (ισοδύναμης ενέργειας) καταλαμβάνονται πρώτα από μονήρη ηλεκτρόνια και εφόσον πλεονάζουν ηλεκτρόνια δημιουργούνται ζεύγη με αντιπαράλληλο spin.

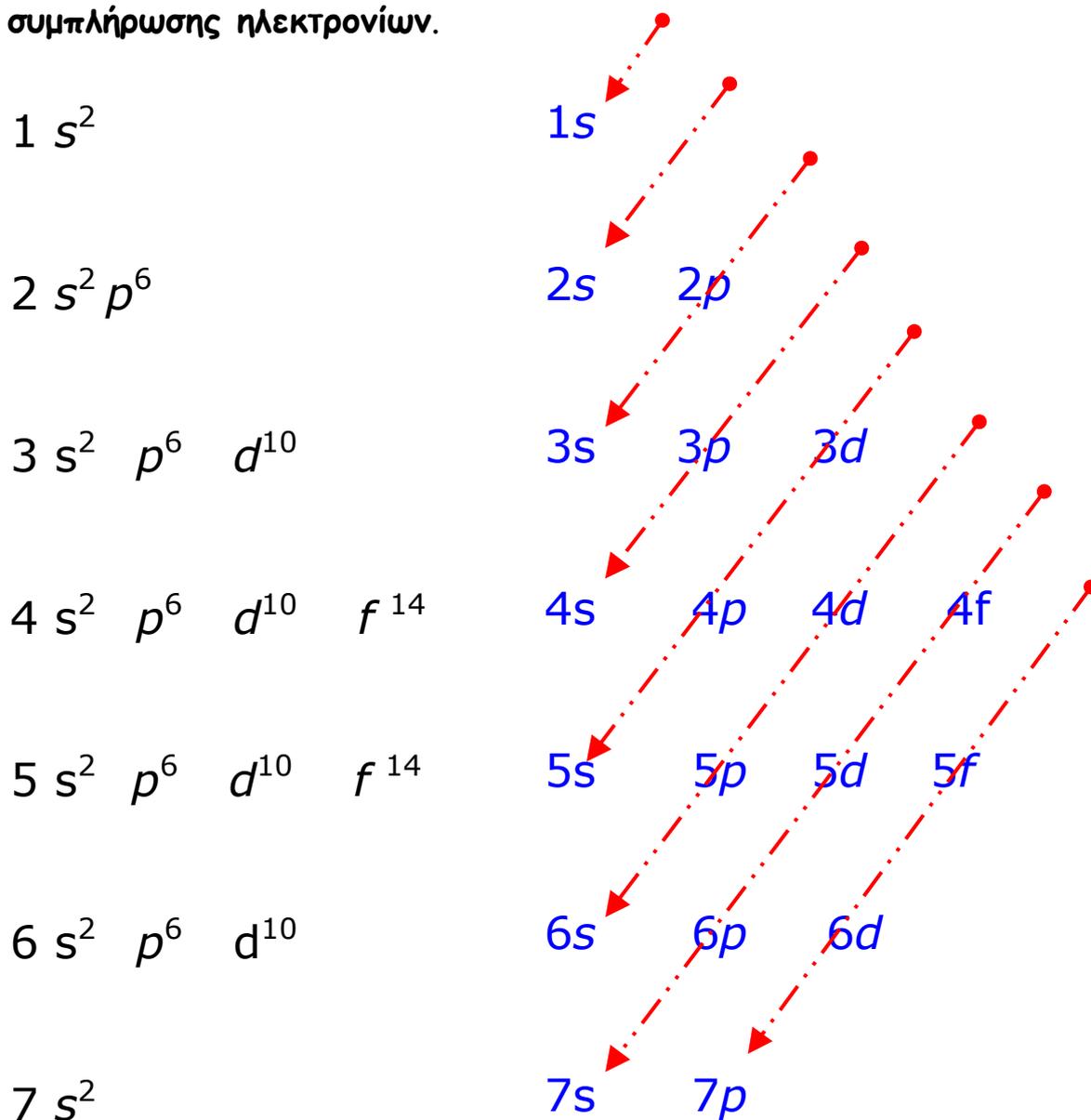
Διάγραμμα διαδοχής ενεργειακών σταθμών

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p \rightarrow 8s$



Μνημονικός κανόνας

Επειδή είναι δύσκολο να θυμηθεί κάποιος το διάγραμμα διαδοχής των ενεργειακών σταθμών, δίνεται ένα μνημονικό διάγραμμα της σειράς συμπλήρωσης ηλεκτρονίων.



μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων
ανά στιβάδα και υποστιβάδα.

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

παραδείγματα:

1. Πως κατανέμονται τα 26 ηλεκτρόνια στο άτομο του σιδήρου, στη θεμελιώδη του σιδήρου στη θεμελιώδη κατάσταση:

Α. Προσδιορίζουμε με βάση τον μνημονικό κανόνα την αλληλουχία των υποστιβάδων με σειρά αυξανόμενης ενέργειας.

Αυτή είναι η: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$.

Παρατηρούμε ότι δεν έχει νόημα να συνεχίσουμε την κατάταξη παρακάτω, γιατί αυτά χωρούν $2+2+6+2+6+2+10=30$ ηλεκτρόνια, ενώ εμείς χρειαζόμαστε μόνο 26.

Β. Πρώτα τοποθετούνται δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 1s, και γράφουμε $1s^2$,

Γ. Μετά τοποθετούμε δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2s ($1s^2 2s^2$),

Δ. ακολουθούν έξι ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2p ($1s^2 2s^2 2p^6$),

Ε. δύο ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 3s ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$),

ΣΤ. έξι στην υποστιβάδα 3p ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

Ζ. δύο στην 4s ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$).

Η. Τα τελευταία έξι ηλεκτρόνια πάνε στην υποστιβάδα 3d, η οποία χωράει συνολικά δέκα ηλεκτρόνια. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Θ. Έτσι, η ηλεκτρονιακή δομή του σιδήρου είναι:



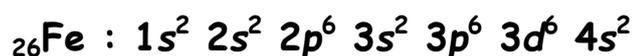
Προσοχή!!

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 $4s$. Γενικά όταν καταγράφουμε την ηλεκτρονιακή δομή, αφού συμπληρώσουμε τις υποστιβάδες με ηλεκτρόνια, τις καταγράφουμε κατά αύξοντα n .

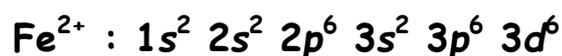
Για τον ίδιο λόγο κατά τον ιοντισμό του Fe σε Fe^{2+} αποβάλλονται τα $4s$ και όχι τα $3d$ ηλεκτρόνια.

2. Να γράψετε την ηλεκτρονιακή δομή του κατιόντος: Fe^{2+}

1. Βρίσκω πρώτα την ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ${}_{26}Fe$, όπως παρουσιάστηκε στο παράδειγμα 1:



3. Αφαιρώ τόσα ηλεκτρόνια όσα το θετικό φορτίο του ιόντος Fe^{2+} ξεκινώντας από την τελευταία υποστιβάδα. Στο παράδειγμά μας, επειδή το φορτίο είναι $+2$ θα αφαιρέσουμε 2 ηλεκτρόνια από την τελευταία υποστιβάδα $4s$ και θα έχουμε για το ιόν τη δομή:



Παρατηρήσεις!!

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



2. 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.

Επισημάνσεις:

1. Κάθε στιβάδα έχει n υποστιβάδες.
2. Ο μέγιστος αριθμός που ηλεκτρονίων που μπορεί να χωρέσει μία στιβάδα είναι $2n^2$, όπου n ο κύριος κβαντικός αριθμός.
3. Ο αριθμός των ηλεκτρονίων που χωράει σε κάθε υποστιβάδα παριστάνεται με έναν εκθέτη δεξιά στο σύμβολο της υποστιβάδας π.χ ο συμβολισμός $1s^2$ μας πληροφορεί πως στην υποστιβάδα $1s$ υπάρχουν 2 ηλεκτρόνια.
4. Στα άτομα των 112 γνωστών μέχρι σήμερα στοιχείων, δεν υπάρχουν ηλεκτρόνια τοποθετημένα στα g , κ.τ.λ. τροχιακά.

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

Τι γνωρίζουμε από τις προηγούμενες τάξεις για τον περιοδικό πίνακα

1. Τα χημικά στοιχεία τοποθετούνται στον περιοδικό πίνακα κατά σειρά αυξανόμενου ατομικού αριθμού (Z)

2. Η δομή του περιοδικού πίνακα βασίζεται στο νόμο της περιοδικότητας του Moseley που αναφέρει πως:

«η χημική συμπεριφορά των στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού».

3. Ο περιοδικός πίνακας αποτελείται από 18 κατακόρυφες στήλες που ονομάζονται ομάδες και επτά οριζόντιες γραμμές που λέγονται περίοδοι.

4. Ο συμβολισμός των ομάδων γίνεται με δύο τρόπους. Έναν παλιότερο κι ένα σύγχρονο.

5. Η κατάταξη των στοιχείων στον περιοδικό πίνακα γίνεται διαδοχικά στις περιόδους από τα αριστερά προς τα δεξιά κατά αύξοντα ατομικό αριθμό.

Η σχέση της ηλεκτρονιακής δομής των ατόμων και της θέσης τους στον περιοδικό πίνακα

Η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων αποτελεί τη βάση για τη συμπλήρωση του περιοδικού πίνακα, καθώς η περιοδικότητα των ιδιοτήτων των στοιχείων οφείλεται στην περιοδικότητα που εμφανίζει η ηλεκτρονιακή τους δομή. Εφόσον γνωρίζουμε πώς δομείται ηλεκτρονιακά ένα άτομο, εύκολα μπορούμε να δομήσουμε δηλαδή να φτιάξουμε μόνοι μας, τον περιοδικό πίνακα.. Στην προσπάθεια αυτή θα πρέπει να γνωρίζουμε δύο σημαντικά δεδομένα:

1. ο αριθμός των στιβάδων που χρησιμοποιήθηκαν για τη ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου ενός στοιχείου ταυτίζεται με τον αριθμό της περιόδου στην οποία ανήκει το στοιχείο.

2. ο αριθμός των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας που λέγονται και ηλεκτρόνια σθένους, καθορίζει τον αριθμό της ομάδας που ανήκει το στοιχείο. Αυτό ισχύει μόνο αν πρόκειται για στοιχείο κύριας ομάδας του περιοδικού πίνακα.

παράδειγμα:

Η ηλεκτρονιακή δόμηση του ατόμου του αζώτου ${}_{7}\text{N}$ είναι η: $1s^2 2s^2 2p^3$. Από αυτήν καταλαβαίνουμε πως:

το άζωτο ανήκει στη 2η περίοδο, επειδή έχει τα ηλεκτρόνια του δομημένα σε δύο στιβάδες (Η τελευταία χρησιμοποιούμενη στιβάδα έχει $n=2$).

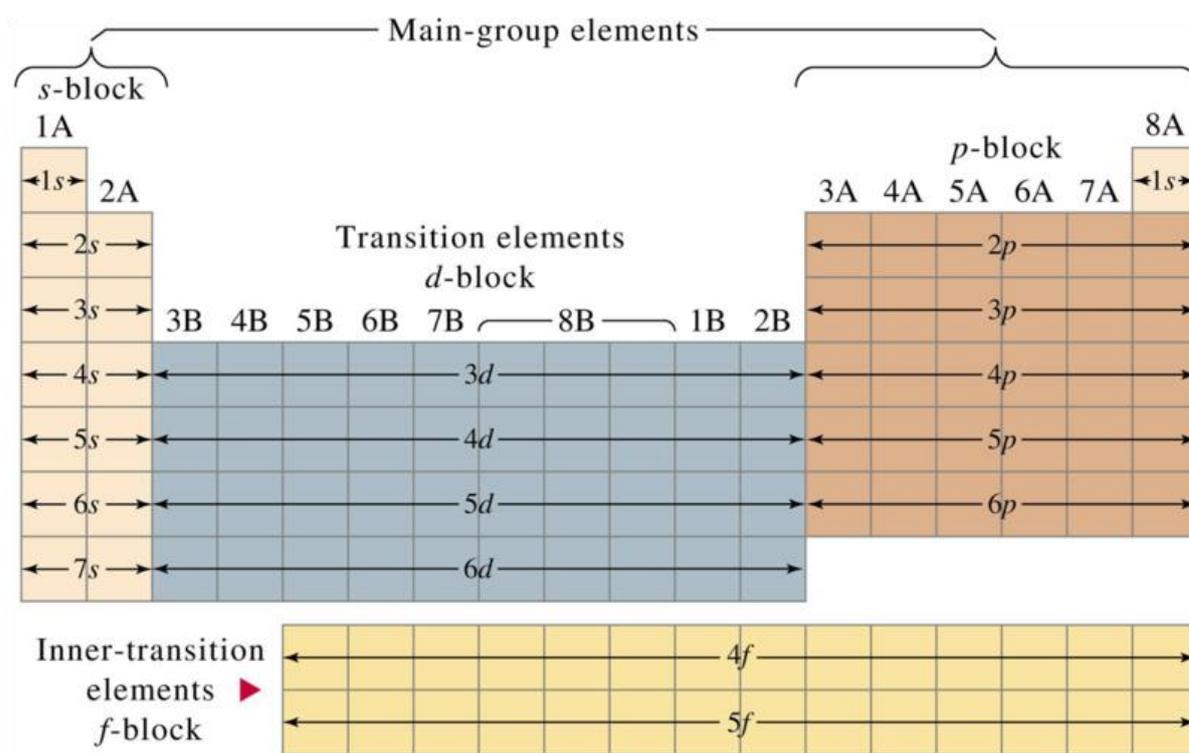
το άζωτο ανήκει στη VA ομάδα επειδή είναι στοιχείο κύριας ομάδας και έχει 5 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα.

Τομείς του περιοδικού πίνακα

Τομέας του περιοδικού πίνακα είναι ένα σύνολο από άτομα στοιχείων στα οποία το τελευταίο τους ηλεκτρόνιο έχει τοποθετηθεί σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρονιακής δόμησης

aufbau, στον ίδιο τύπο υποστιβάδας π.χ. s, p, d, f.

Γνωρίζουμε ότι για την ηλεκτρονιακή δόμηση των γνωστών μέχρι σήμερα ατόμων των στοιχείων, χρησιμοποιούνται οι υποστιβάδες s, p, d ή f. Έτσι, ανάλογα με τον τύπο της υποστιβάδας στην οποία ανήκει το τελευταίο ηλεκτρόνιο, ο περιοδικός πίνακας μπορεί να διαιρεθεί σε τέσσερις τομείς, τους: s, p, d και f.



παραδείγματα:

1. Το άζωτο, που έχει την ηλεκτρονιακή δομή: $1s^2 2s^2 2p^3$, ανήκει στον τομέα p, επειδή το τελευταίο του ηλεκτρόνιο, δηλαδή αυτό με τη μεγαλύτερη ενέργεια, είναι στην υποστιβάδα p.
2. Ο ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ανήκει στον τομέα d, αφού το τελευταίο του ηλεκτρόνιο, με βάση τη σειρά δόμησης aufbau, τοποθετείται στην υποστιβάδα d.

Επισήμανση:

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

Ο τομέας s

Ο τομέας s περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους στη θεμελιώδη κατάσταση, τοποθετείται σε υποστιβάδα s.

Η υποστιβάδα s χωράει το πολύ δύο ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας s έχει δύο ομάδες.

Οι ομάδες αυτές ονομάζονται επίσης και με τους εξής τρόπους:

με βάση τους τομείς : s^1 s^2

με την κλασική αρίθμηση : ΙΑ ΙΙΑ

με τη νέα αρίθμηση ομάδων : 1 2

Στον τομέα αυτό ανήκει το υδρογόνο.

Ο κύριος κβαντικός αριθμός n του τελευταίου ηλεκτρονίου και ο αριθμός της περιόδου στην οποία ανήκει συνδέονται με τη σχέση:
 $n=AΠ$

παράδειγμα:

Το ${}_3\text{Li}$ με ηλεκτρονική δομή στη θεμελιώδη κατάσταση: $1s^2 2s^1$, ανήκει στον τομέα s και στην ομάδα s^1 , ή ΙΑ ή 1 και στην περίοδο 2.

Electron Configurations in the Periodic Table

1 H 1s																	2 He 1s
3 Li 2s	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne 2p
11 Na 3s	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar 3p
19 K 4s	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr 4p
37 Rb 5s	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe 5p
55 Cs 6s	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn 6p
87 Fr 7s	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112	113	114				
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu 4f		
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr 5f		

by: Sarah Faizi

Ο τομέας p

Ο τομέας p περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους στη θεμελιώδη κατάσταση, τοποθετείται σε υποστιβάδα p.

έξι ομάδες. Αυτές είναι αντίστοιχα η ομάδα του βορίου, του άνθρακα, του αζώτου, του θείου, των αλογόνων και των ευγενών αερίων.

Οι ομάδες αυτές ονομάζονται επίσης και με τους εξής τρόπους:

με βάση τους τομείς: p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6

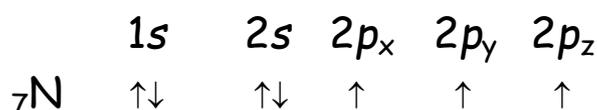
με την κλασική αρίθμηση: III VIA VA VIA VIIA VIIIA ή 0 (μηδενική)

με τη νέα αρίθμηση: 13 14 15 16 17 18

Ο κύριος κβαντικός αριθμός n του τελευταίου ηλεκτρονίου και ο αριθμός της περιόδου στην οποία ανήκει συνδέονται με τη σχέση: $n = \text{Αριθ.Περίοδου}$

παράδειγμα: Το ${}_7\text{N}$ με ηλεκτρονική δομή στη θεμελιώδη κατάσταση ${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$, ανήκει στον τομέα p και στην ομάδα p^3 , ή VA ή 15 και στην 3η περίοδο.

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



Ομοίως, η κατανομή των ηλεκτρονίων σε υποστιβάδες στο άτομο του οξυγόνου είναι, ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$ ανήκει στον τομέα p και στην ομάδα p^4 , ή IVA ή 16 και στην 2η περίοδο.

ή αναλυτικότερα σε τροχιακά:



Τομέας d - στοιχεία μετάπτωσης

Ο τομέας d περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους στη θεμελιώδη κατάσταση, τοποθετείται σε υποστιβάδα d.

Η υποστιβάδα d χωράει 10 ηλεκτρόνια γι' αυτό και ο τομέας d έχει 10 ομάδες.

Οι ομάδες αυτές ονομάζονται επίσης και με τους εξής τρόπους:

με βάση τους τομείς : $d^1 d^2 d^3 \dots d^{10}$

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

με τη νέα αρίθμηση: 3 4 5 ... 12

παράδειγμα:

Το άτομο του σιδήρου ${}_{26}\text{Fe}$ με ηλεκτρονιακή δομή: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ανήκει στον τομέα d, γιατί το τελευταίο του ηλεκτρόνιο τοποθετείται στην υποστιβάδα d. Έτσι, ο σίδηρος ανήκει στην ομάδα d^6 ή με βάση τον παλιό τρόπο αρίθμησης των ομάδων στις τριάδες (VIII B) ή με το νέο τρόπο αρίθμησης στην ομάδα 8.

Τα στοιχεία που καταλαμβάνουν τον τομέα d του περιοδικού πίνακα, ονομάζονται στοιχεία μετάπτωσης. Τα στοιχεία μετάπτωσης, καταλαμβάνουν τρεις περιόδους (την 4η την 5η και την 6η) και δημιουργούν αντίστοιχα, τρεις σειρές των στοιχείων μετάπτωσης:

1η σειρά στοιχείων μετάπτωσης: τα στοιχεία 4ης περιόδου

2η σειρά στοιχείων μετάπτωσης: τα στοιχεία 5ης περιόδου

3η σειρά στοιχείων μετάπτωσης: τα στοιχεία 6ης περιόδου

Στα στοιχεία της 1ης σειράς στοιχείων μετάπτωσης (4ης περιόδου) συμπληρώνεται η 3d υποστιβάδα, στα στοιχεία της 2ης σειράς στοιχείων μετάπτωσης συμπληρώνεται η 4d υποστιβάδα, και στα

στοιχεία της 3η σειράς στοιχείων μετάπτωσης συμπληρώνεται η 5d υποστιβάδα.

Τα στοιχεία μετάπτωσης βρίσκονται ανάμεσα στους τομείς s και p και οι ιδιότητες τους βρίσκονται μεταξύ των ιδιοτήτων των δύο αυτών τομέων.

Τα στοιχεία μετάπτωσης, σε αντίθεση με τα στοιχεία των κύριων ομάδων, δεν παρουσιάζουν σημαντικές μεταβολές των ιδιοτήτων τους από ομάδα σε ομάδα. Αυτό συμβαίνει, γιατί κατά τη ηλεκτρονιακή τους δόμηση, το τελευταίο ηλεκτρόνιο εισέρχεται στην εσωτερική υποστιβάδα $(n-1)d$, και όχι στην εξωτερική υποστιβάδα ns.

Παρατηρούνται μάλιστα πολλές όμοιες ιδιότητες μεταξύ των στοιχείων μεταπτώσεων, ανεξάρτητα από την ομάδα που ανήκουν. Οι πιο σημαντικές από αυτές είναι οι εξής:

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

Θεωρία ημισυμπληρωμένων και συμπληρωμένων στιβάδων

Η ηλεκτρονιακή δόμηση του 24Cr είναι η $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ αντί της $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ που θα περιμέναμε.

Επίσης η ηλεκτρονιακή δόμηση του 29Cu είναι η $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ αντί της $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$ που θα περιμέναμε.

Η ιδιομορφία σε αυτές τις δομές οφείλεται στο ότι η ημισυμπληρωμένη με 5 ηλεκτρόνια υποστιβάδα $3d$ και η συμπληρωμένη με 10 ηλεκτρόνια υποστιβάδα $3d$ παρουσιάζουν **αυξημένη ενεργειακή σταθερότητα** σε σχέση με τις αντίστοιχες δομές $3d^4 4s^2$ και $3d^9 4s^2$. Για να δημιουργηθούν αυτές οι δομές στα άτομα ${}_{24}\text{Cr}$ και ${}_{29}\text{Cu}$, το $4s$ τροχιακό χάνει ένα από τα 2 ηλεκτρόνιά του, το οποίο μεταπηδά στο d -τροχιακό. Έτσι τα παραπάνω άτομα αποκτούν τις σταθερότερες δομές $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ και $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ αντίστοιχα.

Ο τομέας f - λανθανίδες και ακτινίδες

Ο τομέας f περιλαμβάνει στοιχεία των οποίων το τελευταίο ηλεκτρόνιο, κατά την ηλεκτρονιακή δόμηση των ατόμων τους στη θεμελιώδη κατάσταση, τοποθετείται σε υποστιβάδα f .

Επειδή η υποστιβάδα f χωράει 14 ηλεκτρόνια, ο τομέας f περιλαμβάνει 14 ομάδες. Στον τομέα αυτό ανήκουν:

περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 58-71. Ονομάζονται έτσι από το όνομα του πρώτου από αυτά που είναι το **λανθάνιο** (${}_{57}\text{La}$).

Οι ακτινίδες, οι οποίες ανήκουν στην 7η περίοδο και περιλαμβάνουν στοιχεία με ατομικούς αριθμούς 90-103. Ονομάζονται έτσι από το όνομα του πρώτου από αυτά που είναι το **ακτίνιο** (${}_{89}\text{Ac}$).

Οι λανθανίδες και οι ακτινίδες δεν μεταβάλλουν σημαντικά τις ιδιότητές τους αλλά έχουν σχεδόν παρόμοιες ιδιότητες.

Ο κύριος κβαντικός αριθμός n του τελευταίου ηλεκτρονίου και ο αριθμός της περιόδου στην οποία ανήκει συνδέονται με τη σχέση: $n = \text{ΑΠ} - 2$.

κύριες ομάδες και δευτερεύουσες ομάδες του περιοδικού πίνακα

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

1.4 Μεταβολή ορισμένων περιοδικών ιδιοτήτων

Μεταβολή των φυσικών και των χημικών ιδιοτήτων των τοιχείων στον περιοδικό πίνακα

Κατά μήκος μιας περιόδου, ορισμένες ιδιότητες των στοιχείων και των ενώσεων τους μεταβάλλονται προοδευτικά.

Τα στοιχεία ή οι ενώσεις τους, που αντιστοιχούν στην ίδια ομάδα έχουν παραπλήσιες ιδιότητες.

Οι παραπάνω μεταβολές είναι εμφανέστερες στα στοιχεία των κύριων ομάδων, λιγότερο εμφανείς στα στοιχεία μεταπτώσεως, ενώ ελάχιστα μεταβάλλονται οι ιδιότητες των λανθανιδών και των ακτινιδών.

ατομική ακτίνα

Η ατομική ακτίνα ορίζεται ως το μισό της απόστασης ανάμεσα σε δύο γειτονικά άτομα,, όπως αυτά διατάσσονται στο κρυσταλλικό πλέγμα στοιχείου τους.

Για τον τρόπο που μεταβάλλεται η ατομική ακτίνα από στοιχείο σε στοιχείο μέσα στον περιοδικό πίνακα ισχύουν τα εξής:

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

Η αιτία του τρόπου μεταβολής της ατομικής ακτίνας κατά μήκος των περιόδων είναι το δραστικό πυρηνικό φορτίο του ατόμου. Έτσι ονομάζεται το πραγματικό φορτίο που ασκείται σ' ένα ηλεκτρόνιο από τον πυρήνα. Ισούται κατά προσέγγιση με το φορτίο του πυρήνα μειωμένο κατά το φορτίο των ηλεκτρονίων των εσωτερικών στιβάδων. 1 Όσο προχωρούμε προς τα δεξιά του περιοδικού πίνακα, ο αριθμός των ενδιάμεσων στιβάδων παραμένει σταθερός, ενώ ο ατομικός αριθμός αυξάνεται. Αυτό έχει σαν απότέλεσμα την αύξηση του φορτίου του πυρήνα, και κατά συνέπεια την ισχυρότερη έλξη του ηλεκτρονίου από αυτόν. Με τον τρόπο αυτό μειώνεται ο όγκος του ατόμου, δηλαδή η ατομική του ακτίνα, κατά μήκος της περιόδου.

Στα στοιχεία μεταπτώσεως, η αύξηση του ατομικού αριθμού συνοδεύεται από μικρή ελάττωση της ατομικής ακτίνας.

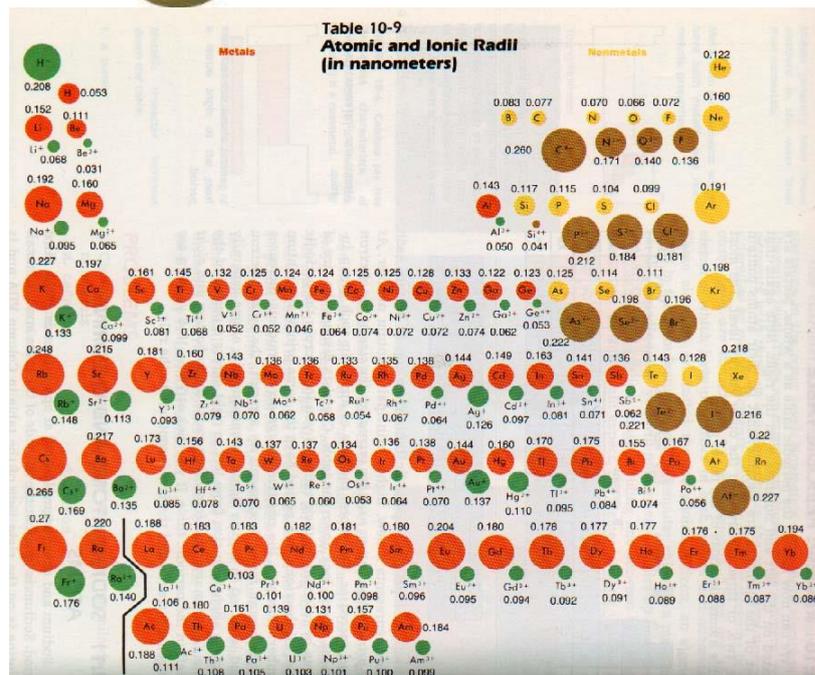
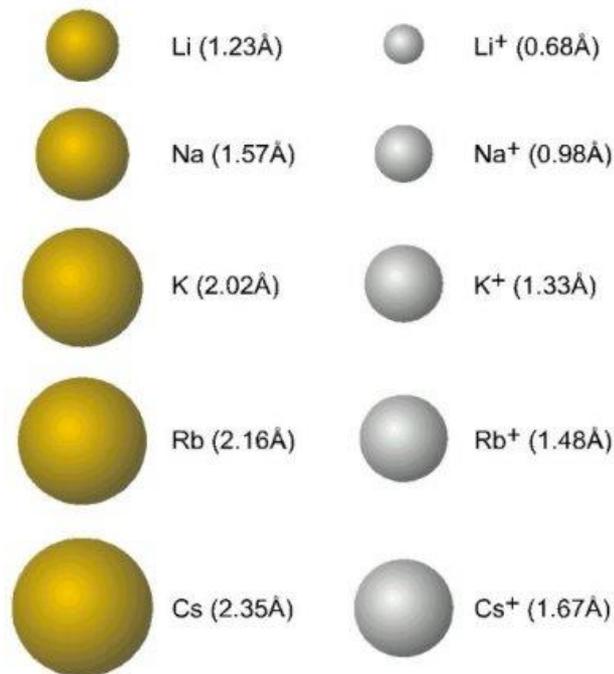
Αυτό συμβαίνει γιατί τα επιπλέον ηλεκτρόνια που προστίθενται, καθώς προχωράμε προς τα δεξιά, τοποθετούνται στις εσωτερικές στιβάδες d και όχι στην εξωτερική τους στιβάδα. Όμως το συνολικό μέγεθος του ατόμου εξαρτάται από την απόσταση του πυρήνα και των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας και δεν επηρεάζεται σημαντικά από τα ηλεκτρόνια των εσωτερικών στιβάδων.

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

Καθώς διασχίζουμε τον περιοδικό πίνακα κατά μήκος μιας ομάδας από πάνω προς τα κάτω, προστίθενται στιβάδες στο άτομο. Έτσι μεγαλώνει η απόσταση μεταξύ των ηλεκτρονίων της εξωτερικής

στιβάδας και του πυρήνα. Όμως σύμφωνα με το νόμο του Coulomb, η έλξη μεταξύ των ηλεκτρικών φορτίων μειώνεται καθώς αυξάνεται η απόσταση μεταξύ τους. Έτσι η αύξηση της ατομικής ακτίνας γίνεται κατά μήκος της ομάδας με φορά από πάνω (μικρό n , άρα λίγες στιβάδες) προς τα κάτω (μεγάλο n , άρα περισσότερες στιβάδες).

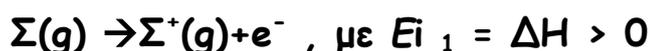
Atomic Radii of Alkali Metal Elements and Ions



Ενέργεια ιοντισμού

Η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την πλήρη απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από ένα ελεύθερο άτομο το οποίο βρίσκεται στη θεμελιώδη του κατάσταση και σε αέρια φάση, ονομάζεται ενέργεια πρώτου ιοντισμού και συμβολίζεται E_{i1} .

Ο ιοντισμός ενός τέτοιου ατόμου, περιγράφεται από την εξίσωση:



Η ενέργεια ιοντισμού εκφράζεται συνήθως σε kJ/mol

Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού είναι ενδόθερμη αντίδραση. Εκφράζει την απαιτούμενη ενέργεια για την απομάκρυνση του ηλεκτρονίου από το ηλεκτρικό πεδίο του πυρήνα.

Για την απομάκρυνση ενός ακόμα ηλεκτρονίου από το ίδιο άτομο απαιτείται επιπλέον ενέργεια που λέγεται η ενέργεια δεύτερου ιοντισμού, E_{i2} . Ο δεύτερος ιοντισμός του ατόμου, περιγράφεται από την εξίσωση:



Η δεύτερη ενέργεια ιοντισμού έχει μεγαλύτερη τιμή από την πρώτη γιατί το δεύτερο ηλεκτρόνιο δέχεται ισχυρότερη έλξη από το θετικά φορτισμένο ιόν, σε σχέση με αυτή που δεχόταν το προηγούμενο ηλεκτρόνιο από το ουδέτερο άτομο, δηλαδή, $E_{i2} > E_{i1}$. Με ανάλογο τρόπο προκύπτει: $E_{i3} > E_{i2}$. κ.ο.κ.

Τρεις παράμετροι καθορίζουν την τιμή της ενέργειας ιοντισμού και είναι οι εξής:

1. Η ατομική ακτίνα
2. Το φορτίο του πυρήνα
3. Τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια

Η ατομική ακτίνα

Η ενέργεια ιοντισμού μειώνεται όσο αυξάνεται η ιοντική ακτίνα. Αυτό είναι αναμενόμενο καθώς γνωρίζουμε πως η ηλεκτρική έλξη του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα μειώνεται όσο αυξάνει η μεταξύ τους απόσταση.

Το φορτίο του πυρήνα

Όσο αυξάνεται ο ατομικός αριθμός (Z) του στοιχείου αυξάνεται και η ενέργεια ιοντισμού. Αυτό συμβαίνει γιατί αυξάνεται το πυρηνικό θετικό φορτίο, άρα και η ελκτική δύναμη που ασκείται στο ηλεκτρόνιο που θα ιοντιστεί.

Τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια

Το φορτίο του πυρήνα και τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια καθορίζουν την τιμή του δραστικού πυρηνικού φορτίου στα εξωτερικά ηλεκτρόνια. Όσο περισσότερα είναι τα ενδιάμεσα ηλεκτρόνια τόσο μεγαλύτερη άπωση ασκούν στα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας (εξωτερικά ηλεκτρόνια), με συνέπεια τη μείωση της ενέργειας ιοντισμού τους.

Κατά μήκος μιας περιόδου στον περιοδικό πίνακα, στα στοιχεία των κύριων ομάδων, η πρώτη ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά.

Αυτό συμβαίνει γιατί ο ατομικός αριθμός Z των ατόμων αυξάνεται προς τα δεξιά, χωρίς ταυτόχρονη αύξηση του αριθμού των ενδιάμεσων

στιβάδων. Έτσι ο πυρήνας ασκεί ισχυρότερες ηλεκτρικές δυνάμεις στα στοιχεία που βρίσκονται δεξιότερα στον περιοδικό πίνακα, με συνέπεια την αύξηση της ενέργειας ιοντισμού προς αυτήν την κατεύθυνση.

Κατά μήκος της ίδιας ομάδας η ενέργεια ιοντισμού αυξάνεται από κάτω προς τα πάνω. Σε αυτήν την κατεύθυνση μέσα στην ομάδα, προστίθενται νέες στιβάδες στα άτομα και αυξάνεται ο αριθμός των ενδιάμεσων ηλεκτρονίων. Οι δύο αυτοί παράγοντες μειώνουν την ηλεκτρική έλξη των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας από τον πυρήνα και κατά συνέπεια και την ενέργεια ιοντισμού τους.

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**

Ηλεκτροθετικότητα και ηλεκτροθετικά στοιχεία

Η τάση των στοιχείων να αποβάλλουν ηλεκτρόνια και να μετατρέπονται σε ηλεκτροθετικά ιόντα, λέγεται **ηλεκτροθετικότητα**.

Τα στοιχεία που έχουν μεγάλη ηλεκτροθετικότητα λέγονται **ηλεκτροθετικά στοιχεία**. Τέτοια είναι τα **μέταλλα**.

Η ηλεκτροθετικότητα των στοιχείων **μεταβάλλεται** όπως είναι λογικό, **αντίθετα από την ενέργεια πρώτου ιοντισμού, δηλαδή από δεξιά προς τα αριστερά και από πάνω προς τα κάτω στον περιοδικό πίνακα, όπως ακριβώς και η ατομική ακτίνα.**

Ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis

Η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους

Η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους ήταν η πληρέστερη θεωρία για την περιγραφή των χημικών δεσμών, που προηγήθηκε της σύγχρονης και ισχύουσας κβαντικής άποψης. Διατυπώθηκε το 1908 από τον Ramsay και συμπληρώθηκε το 1913 από τους Kossel και Lewis.

1	2	13	14	15	16	17	18
H·							He:
Li·	·Be·	·B·	·C·	:N·	:O·	:F·	:Ne:
Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	:P·	:S·	:Cl·	:Ar:
K·	·Ca·				:Se·	:Br·	:Kr:
Rb·	·Sr·				:Te·	:I·	:Xe:
Cs·	·Ba·						

Η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους διατυπώνεται ως εξής:

Στο σχηματισμό του χημικού δεσμού, συμμετέχουν μόνο τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας των ατόμων που ενώνονται στη χημική ένωση και ονομάζονται ηλεκτρόνια σθένους.

Κατά το σχηματισμό των χημικών ενώσεων τα ηλεκτρόνια σθένους προσλαμβάνονται, αποβάλλονται ή διαμοιράζονται μεταξύ των

συνδεδεμένων ατόμων ακολουθώντας τον **κανόνα της οκτάδας**, η οποία διατυπώνεται ως εξής:

Τα άτομα στο σχηματισμό του ιοντικού δεσμού αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια και στον ομοιοπολικό δεσμό συνεισφέρουν αμοιβαία ηλεκτρόνια, προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή, οκτώ ηλεκτρόνια στην τελευταία τους στιβάδα¹. Εξαιρείται η στιβάδα K, που συμπληρώνεται με δύο ηλεκτρόνια.

Όταν δημιουργείται ο χημικός δεσμός το σύστημα των ατόμων από την οποία προέρχεται η ένωση οδηγείται σε σταθερότερη κατάσταση. Μέχρι το 1916 οι επιστήμονες ήξεραν μόνο τον **ιοντικό δεσμό**. Τότε ο Lewis εισήγαγε την έννοια του **ομοιοπολικού δεσμού**. Η θεωρία του εφαρμόζεται ικανοποιητικά μόνο για τις ενώσεις στοιχείων που ανήκουν στις τρεις πρώτες περιόδους του περιοδικού πίνακα. Στα στοιχεία των επόμενων περιόδων υπάρχουν συχνά αποκλίσεις από τον κανόνα της οκτάδας. Η σύγχρονη αντίληψη για τον ομοιοπολικό δεσμό παρέχεται από τις κβαντικές θεωρίες του **δεσμού σθένους** και **μοριακών τροχιακών**.

Εφαρμογή της ηλεκτρονιακής θεωρίας του σθένους στο σχηματισμό χημικών ενώσεων

Ο σχηματισμός του χημικού δεσμού οδηγεί τα συνδεδεμένα χημικά σωματίδια σε **σταθερότερη ενεργειακή κατάσταση**. Η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους περιγράφει

τον **ιοντικό** και τον **ομοιοπολικό δεσμό**. Για να δούμε πως αυτή εφαρμόζεται σε καθέναν από τους δύο αυτούς δεσμούς θα μελετήσουμε από ένα παράδειγμα.

Ιοντικές ενώσεις

Ιοντικός ή ετεροπολικός είναι ο χημικός δεσμός που σχηματίζεται μεταξύ αντίθετα φορτισμένων ιόντων. Η σταθερότητά του οφείλεται στις ελκτικές ηλεκτρικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ τους. Τα ιόντα προκύπτουν από τα αντίστοιχα άτομα με αποβολή ή πρόσληψη ηλεκτρονίων, προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου ικανοποιώντας τον κανόνα της οκτάδας

παραδείγματα: 1. Η χημική ένωση NaCl είναι ιοντική και σχηματίζεται ως εξής:

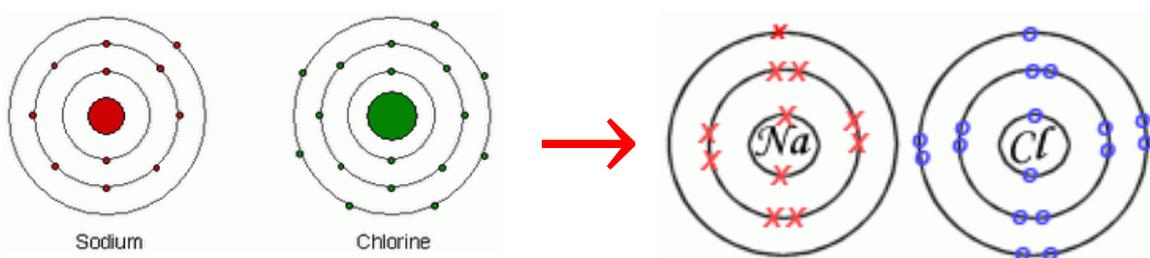
Από το χημικό τύπο της ένωσης διαπιστώνουμε πως η αναλογία με την οποία συνδυάζονται τα δύο ιόντα Na^+ και Cl^- είναι ένα προς ένα (1:1).

Για να δούμε πως περιγράφει αυτόν το δεσμό η ηλεκτρονιακή θεωρία του σθένους:

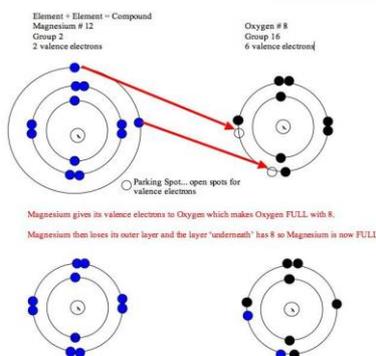
Η ηλεκτρονιακή δομή τα ατόμου $_{11}\text{Na}$ είναι η $(\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^1)$. Παρατηρούμε ότι το $_{11}\text{Na}$ έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα και στην προτελευταία 8. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να αποβάλει το 1 ηλεκτρόνιο από τη στιβάδα M και να μείνει με την L που περιέχει 8 ηλεκτρόνια, δηλαδή να μετατραπεί στο κατιόν Na^+ με τη δομή $(\text{K}^2 \text{L}^8)$.

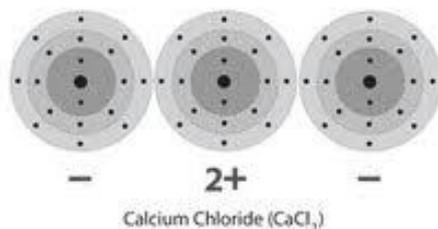
Η ηλεκτρονιακή δομή τα ατόμου $_{17}\text{Cl}$ είναι η $(\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7)$. Παρατηρούμε ότι το $_{17}\text{Cl}$ έχει επτά ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να πάρει 1 ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα M και να μετατραπεί στο ανιόν Cl^- με τη δομή $(\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^8)$.

Σχηματική αναπαράσταση του ιοντικού δεσμού στο NaCl



του MgO ,



του CaCl_2 2. Η χημική ένωση Al_2O_3 είναι ιοντική και σχηματίζεται ως εξής:

Από το χημικό τύπο της ένωσης διαπιστώνουμε πως η αναλογία με την οποία συνδυάζονται τα ιόντα Al^{+3} και O^{-2} , είναι δύο προς τρία (2:3).

Η ηλεκτρονιακή δομή τα ατόμου $_{13}\text{Al}$ είναι η $(\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^3)$. Παρατηρούμε ότι το $_{13}\text{Al}$ έχει 3 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα και στην προτελευταία 8. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να αποβάλει τα 3 ηλεκτρόνια από τη στιβάδα M και να μείνει με την L που περιέχει 8 ηλεκτρόνια και να μετατραπεί στο κατιόν Al^{+3} με τη δομή $(\text{K}^2 \text{L}^8)$.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου $_{8}\text{O}$ είναι η $(\text{K}^2 \text{L}^6)$. Παρατηρούμε ότι το $_{8}\text{O}$ έχει 6 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να πάρει δύο ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα L και να μετατραπεί στο ανιόν O^{2-} με τη δομή $(\text{K}^2 \text{L}^8)$.

Ομοιοπολικές ενώσεις

Ορισμός του ιοντικού ή ετεροπολικού δεσμού:

Ο ομοιοπολικός δεσμός σχηματίζεται μεταξύ ατόμων με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων ώστε να αποκτή το καθένα από αυτά δομή ευγενούς αερίου ικανοποιώντας τον κανόνα της οκτάδας.

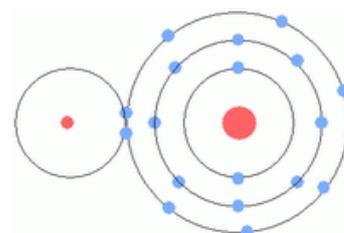
παραδείγματα:

1. Το HCl είναι ομοιοπολική ένωση και ο χημικός δεσμός σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά ενός ηλεκτρονίου από καθένα από τα άτομα ${}^1\text{H}$ και ${}_{17}\text{Cl}$.

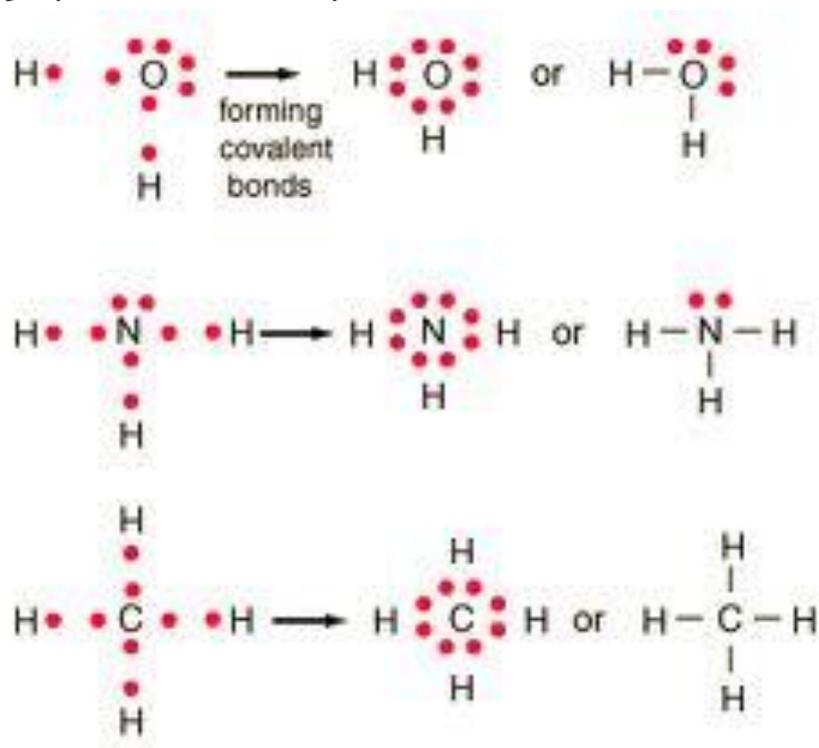
Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ${}^1\text{H}$ είναι η (K^1) . Παρατηρούμε ότι το ${}^1\text{H}$ έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα K και σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, για να τη συμπληρώσει, χρειάζεται **άλλο ένα**.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ${}_{17}\text{Cl}$ είναι η $(\text{K}^2 \text{L}^8 \text{M}^7)$. Το ${}_{17}\text{Cl}$ έχει 7 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα M και σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, για να τη συμπληρώσει, χρειάζεται **άλλο ένα**.

Έτσι τα άτομα ${}^1\text{H}$ και ${}_{17}\text{Cl}$ συνεισφέρουν για το σχηματισμό δεσμού από ένα ηλεκτρόνιο οπότε αποκτούν και τα δύο συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα με δύο και οκτώ ηλεκτρόνια αντίστοιχα, σχηματίζοντας το μόριο της χημικής ένωσης HCl .



Σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού

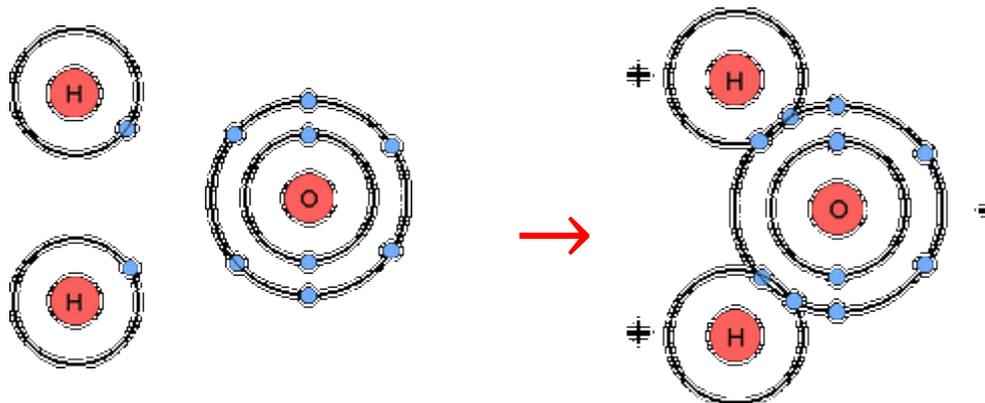


2. Το H_2O (νερό) είναι ομοιοπολική ένωση. Το μόριό του αποτελείται από 2 άτομα H και ένα άτομο O .

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ${}_1\text{H}$ είναι η (K^1). Παρατηρούμε ότι το ${}_1\text{H}$ έχει ένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα K και σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας, για να τη συμπληρώσει, χρειάζεται **άλλο ένα**.

Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου ${}_8\text{O}$ είναι η ($\text{K}^2 \text{L}^6$). Παρατηρούμε ότι το ${}_8\text{O}$ έχει 6 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα. Σύμφωνα με τον κανόνα της οκτάδας για να αποκτήσει δομή ευγενούς αερίου πρέπει να πάρει 2 ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα L .

Για να σχηματιστεί το μόριο του νερού, ένα άτομο Ο συνεισφέρει από ένα ηλεκτρόνιο σε καθένα από τα δύο άτομα Η. Με τον τρόπο αυτό σχηματίζονται δύο ομοιοπολικοί δεσμοί Η-Ο και το καθένα από τα άτομα στο μόριο του H_2O έχει συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα.



ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός

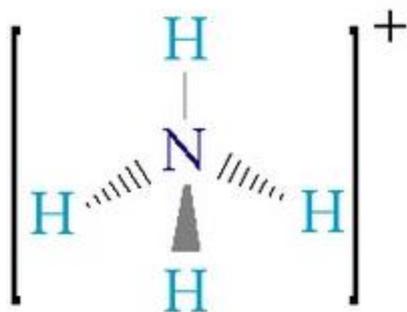
Στον ημιπολικό ή δοτικό ομοιοπολικό δεσμό το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων δεν προκύπτει με αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων, αλλά με προσφορά του από το ένα από τα άτομα του δεσμού.

παράδειγμα

Η χημική ένωση χλωριούχο αμμώνιο έχει χημικό τύπο: NH_4Cl

Είναι ιοντική ένωση και σχηματίζεται από τα ιόντα NH_4^+ και Cl^- . Το κατιόν αμμωνίου σχηματίζεται με ημιπολικό ή δοτικό ομοιοπολικό δεσμό ως εξής:

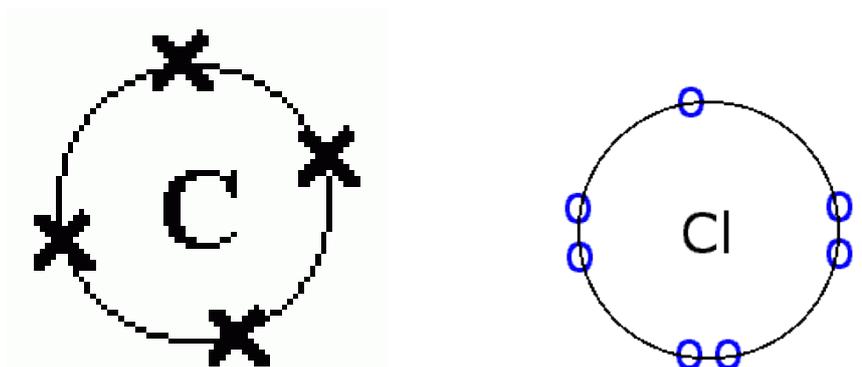
Στο μόριο της αμμωνίας NH_3 το N ενώνεται ομοιοπολικά με τρία άτομα H και έτσι αποκτά συμπληρωμένη εξωτερική στιβάδα με 8 ηλεκτρόνια. Από αυτά τα 8 ηλεκτρόνια τα 6 συμμετέχουν στους 3 ομοιοπολικούς δεσμούς N-H και περισσεύει ένα ζεύγος ηλεκτρονίων. Το κατιόν του H^+ δεν έχει κανένα ηλεκτρόνιο στην εξωτερική του στιβάδα κι έτσι θέλει 2 για να τη συμπληρώσει. Η αμμωνία (NH_3) συνεισφέρει το ζεύγος ηλεκτρονίων στο κατιόν υδρογόνου (H^+) οπότε σχηματίζεται ο ημιπολικός ή δοτικός ομοιοπολικός δεσμός στο κατιόν του NH_4^+ .



Πρέπει να επισημάνουμε πως σήμερα, ο ημιπολικός δεν θεωρείται ένα ξεχωριστό είδος δεσμού, αλλά μια ειδική περίπτωση ομοιοπολικού δεσμού, αφού δε διαφέρει σε κανένα ουσιαστικό σημείο από τον ομοιοπολικό δεσμό. Η προέλευση του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων είναι μόνο διαφορετική. Δηλαδή, από τη στιγμή που δημιουργείται το κατιόν αμμωνίου, τα τέσσερα άτομα του υδρογόνου είναι συνδεδεμένα με το άζωτο με τον ίδιο ακριβώς τρόπο.

κανόνες για τη γραφή των δομών Lewis

Ο Lewis εισήγαγε απλά σύμβολα για τα στοιχεία (σύμβολα Lewis), όπου τα ηλεκτρόνια της τελευταίας στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους) συμβολίζονται με τελείες.



Οι δομές Lewis για τα άτομα ${}_6\text{C}$ και ${}_{17}\text{Cl}$

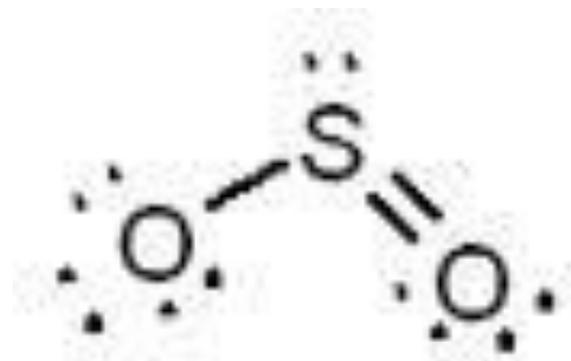
Για να γράψουμε τους ηλεκτρονιακούς τύπους Lewis μορίων ή ιόντων εκτελούμε την εξής σειρά πρακτικών κανόνων:

1. Προσθέτουμε τα ηλεκτρόνια σθένους των ατόμων που περιέχονται στο μόριο.

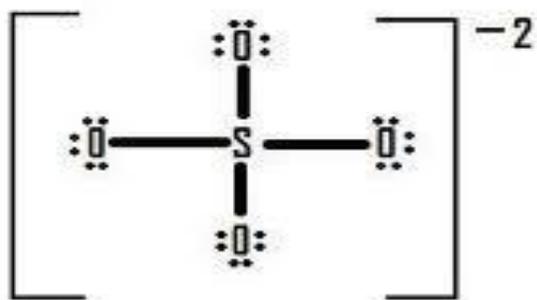
αν έχουμε ανιόν, προσθέτουμε τόσα ηλεκτρόνια επί πλέον, όσο είναι το ηλεκτρικό φορτίο του ανιόντος, αν έχουμε κατιόν αφαιρούμε τόσα ηλεκτρόνια, όσο είναι το φορτίο του κατιόντος.

παραδείγματα:

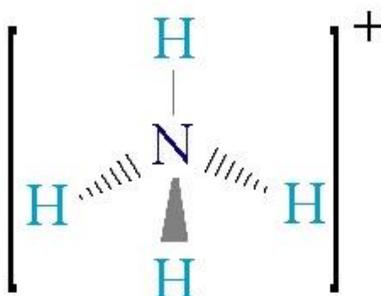
i. Στο SO_2 έχουμε : 6 ηλεκτρόνια + 2 · 6 ηλεκτρόνια = **18 ηλεκτρόνια σθένους**



ii. Στο SO_4^{2-} έχουμε : 6 ηλεκτρόνια σθένους (από το S) + 4 · 6 ηλεκτρόνια σθένους (από τα 4 άτομα O) + 2 ηλεκτρόνια (από το αρνητικό φορτίο του ιόντος) = **32 ηλεκτρόνια σθένους**



iii. Στο NH_4^+ : 5 ηλεκτρόνια σθένους (από το N) + 4 · 1 ηλεκτρόνια σθένους (από τα 4 άτομα H) - 1 ηλεκτρόνια (από το θετικό φορτίο του ιόντος) = **8 ηλεκτρόνια σθένους**



2. Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο της ένωσης.

Κεντρικό άτομο είναι αυτό που έχει δείκτη 1 στον μοριακό τύπο της ένωσης.

Αν υπάρχουν δύο άτομα με δείκτη 1, διαλέγουμε εκείνο που είναι λιγότερο ηλεκτραρνητικό.

Στη διαδικασία αυτή επιλογής του κεντρικού ατόμου αποκλείεται το άτομο του υδρογόνου.

παράδειγμα:

Στο νιτρικό οξύ (HNO_3) κεντρικό άτομο είναι το N.

έχομε $1+5+3 \cdot 6=24e$ σθένους

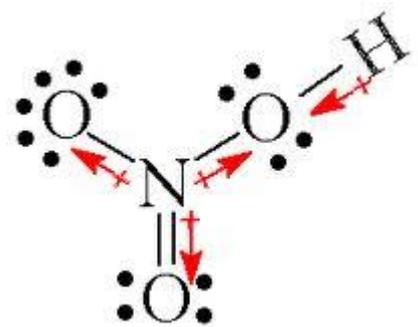
Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα περιφερειακά άτομα με απλούς δεσμούς (δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων). $4 \cdot 2=8e$ (άρα μένουν $24-8=16e$)

συμπληρώνουμε τα περιφερειακά άτομα

οξυγόνου με $6+6+4=16e$ δεν περισσεύει κανένα e

παρατηρούμε ότι το κεντρικό άτομο δεν έχει συμπληρώσει την οκτάδα γιαυτό ένα από τα

άτομα οξυγόνου προσφέρει ένα ζευγος ηλεκτρονίων στο κεντρικό άτομο σχηματίζοντας ένα διπλό δεσμό

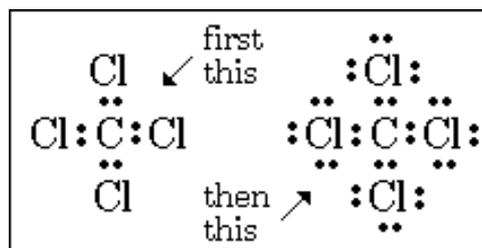


παράδειγμα:

Στο (CCl_4) κεντρικό άτομο είναι το C. ;

εχουμε συνολικά $4+4 \cdot 7=32e$ σθένους

Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα περιφερειακά άτομα με απλούς



δεσμούς (δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων). $4 \cdot 2=8e$ (άρα μένουν $32-8=24e$)

συμπληρώνουμε τα 4 περιφερειακά άτομα με $4 \cdot 6=24e$

Προσοχή!! Στις περιπτώσεις που έχουμε οξυγόνο (O) και υδρογόνο (H) στην ένωση (πχ στα οξέα), συνδέουμε το τα άτομα υδρογόνου με τα άτομα οξυγόνου και τα άτομα του οξυγόνου με το κεντρικό άτομο.

4. Τα υπόλοιπα ηλεκτρόνια, 4 τοποθετούνται στα περιφερειακά άτομα, έτσι ώστε να συμπληρώσουν τη στιβάδα σθένους τους με 8 ηλεκτρόνια ή με δύο αν πρόκειται για το άτομο του H που η εξωτερική του στιβάδα είναι η K.

Στο κεντρικό άτομο βάζουμε όσα ηλεκτρόνια περισσεύουν, ακόμα και αν χρειαστεί να υπερβούμε την οκτάδα ηλεκτρονίων.

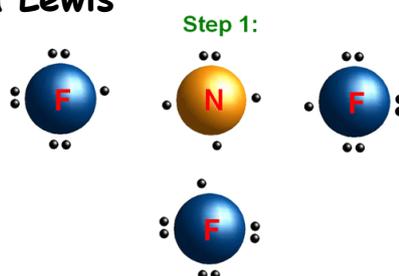
5. Αν το κεντρικό άτομο έχει λιγότερα από 8 ηλεκτρόνια, δοκιμάζουμε με διπλούς ή τριπλούς δεσμούς να καλύψουμε το ηλεκτρονιακό του έλλειμμα.

6. Τα αλογόνα στην άκρη του μορίου μιας ένωσης έχουν τρία μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων και ένα απλό δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων.

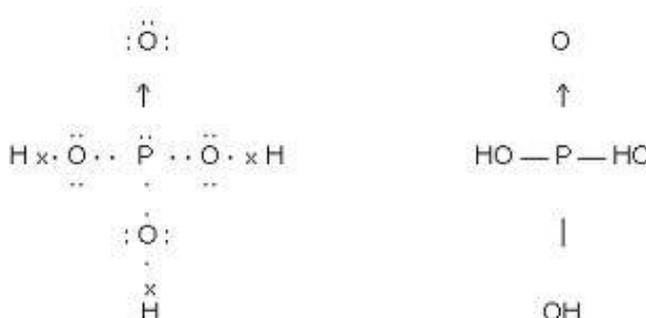
7. Τα άτομα οξυγόνου (O) ή θείου (S) στην άκρη του μορίου μιας ένωσης έχουν, είτε ένα απλό δεσμό και τρία μη δεσμικά ζεύγη, είτε δύο απλούς δεσμούς και δύο μη δεσμικά ζεύγη.

δομές μορίων κατα Lewis

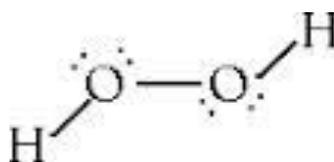
τύπος NF_3



H_3PO_4

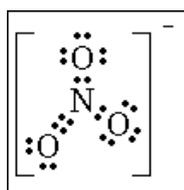


H_2O_2

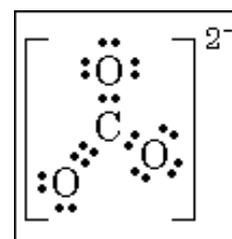


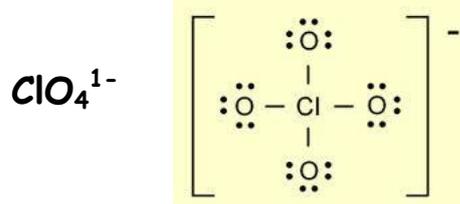
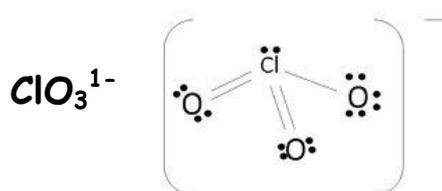
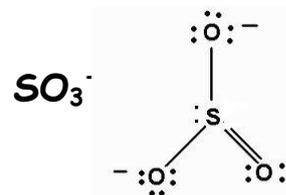
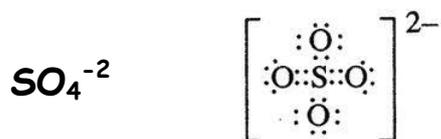
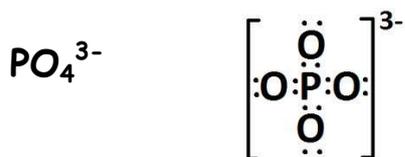
δομές ιοντων κατα Lewis

νιτρικό ιόν NO_3^-

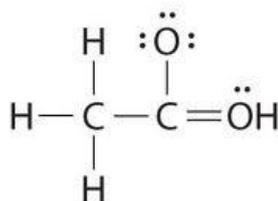
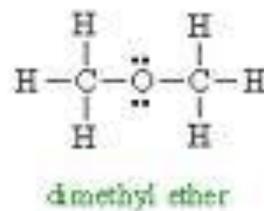
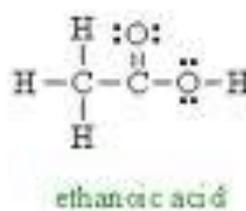
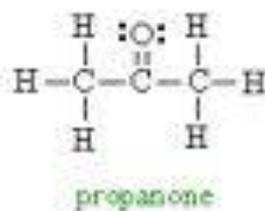
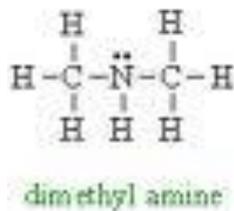
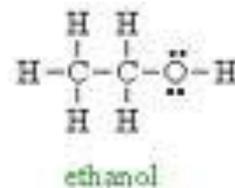
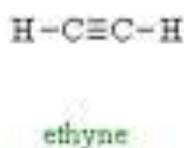
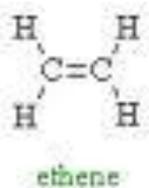


ανθρακικό ιόν CO_3^{2-}





Τύποι οργανικών ενώσεων κατά Lewis



Δομή οργανικών ενώσεων απλός-διπλός & τριπλός δεσμός Θεωρία δεσμού σθένους (Valence bond theory)

Σύμφωνα όμως με τις αρχές της κβαντομηχανικής το ηλεκτρόνιο δεν έχει καθορισμένη θέση, αλλά απλώνεται σε μια περιοχή του χώρου που ονομάζεται τροχιακό. Για την περιγραφή του ομοιοπολικού δεσμού, έχουν διατυπωθεί ποικίλες κβαντομηχανικές θεωρίες, καθεμιά από τις οποίες στηρίζεται σε ορισμένη σειρά παραδοχών. Οι κυριότερες απ' αυτές είναι η **θεωρία δεσμού σθένους** και η **θεωρία των μοριακών τροχιακών**.

Οι βασικές αρχές της θεωρίας δεσμού σθένους είναι:

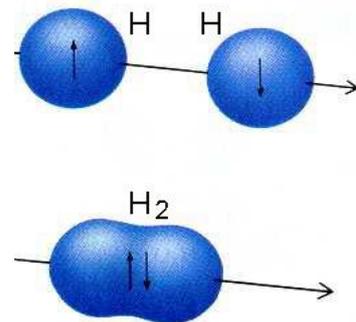
1. Κατά την ανάπτυξη **ομοιοπολικού δεσμού** ανάμεσα σε δύο άτομα, **τροχιακά της στιβάδας σθένους του ενός ατόμου επικαλύπτουν τροχιακά της στιβάδας σθένους του άλλου**.
2. Αν στο κάθε τροχιακό που συμμετέχει στο μηχανισμό αυτό της επικάλυψης περιέχεται ένα μονήρες ηλεκτρόνιο, τότε **ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλα spin δημιουργούν ζεύγη ηλεκτρονίων που ανήκουν και στα δύο άτομα**. Η έλξη του ζεύγους ηλεκτρονίων από τους πυρήνες των δύο ατόμων οδηγεί στην ανάπτυξη του δεσμού ανάμεσα τους.
3. Η ισχύς του δεσμού είναι τόσο μεγαλύτερη, όσο ο βαθμός επικάλυψης των τροχιακών αυτών (με ένα μονήρες ηλεκτρόνιο) είναι μεγαλύτερος.

Δεσμοί σ (σίγμα) και δεσμοί π (πι)

Στο απλούστερο μόριο, το μόριο του υδρογόνου. Όταν πλησιάζουν δύο άτομα υδρογόνου για να σχηματίσουν το μόριο H_2 , το τροχιακό του ενός αρχίζει να επικαλύπτει το τροχιακό του άλλου. Όσο μάλιστα πλησιάζουν τα δύο άτομα υδρογόνου και το ένα έλκεται από τον πυρήνα του άλλου, τόσο ελαττώνεται η συνολική τους ενέργεια. Από ένα σημείο και πέρα όμως οι πυρήνες απωθούνται ισχυρότατα και αρχίζει να αυξάνεται η ενέργεια του συστήματος. Αυτό σημαίνει ότι υπάρχει μία απόσταση μεταξύ των πυρήνων, στην οποία επιτυγχάνεται η ελάχιστη ενέργεια. Αυτή η απόσταση ονομάζεται **μήκος δεσμού**. Το μήκος δεσμού για το δεσμό υδρογόνου-υδρογόνου είναι $0,74 \text{ \AA}$ (74pm).

Δεσμοί σ

Το ηλεκτρονιακό νέφος, που προκύπτει από την επικάλυψη των δύο ατομικών τροχιακών των ατόμων του H , έχει **κυλινδρική συμμετρία**, όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα. Είναι διευθετημένο κατά μήκος του άξονα που



συνδέει τους δύο πυρήνες H και περικλείει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων που δημιουργείται.

Ο ομοιοπολικός αυτός δεσμός, που είναι προϊόν της $s-s$ επικάλυψης χαρακτηρίζεται **σ (σίγμα) δεσμός**.

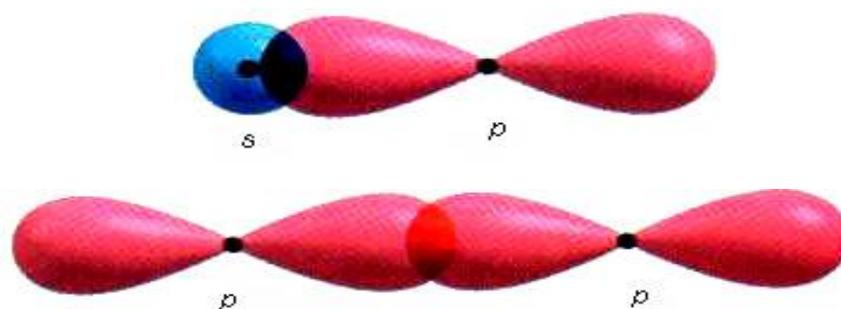
Ο σ (σίγμα) δεσμός που περιγράψαμε

δημιουργήθηκε από επικάλυψη $s - s$ τροχιακού. Σίγμα (σ) δεσμοί μπορούν να δημιουργηθούν και με επικαλύψεις $s-p$ και $p-p$.

Δημιουργία σ δεσμού στο μόριο του υδρογόνου. Στο σ δεσμό ο άξονας του δεσμού (η ευθεία που ενώνει τους πυρήνες των δύο ατόμων) συμπίπτει με τους άξονες συμμετρίας των τροχιακών που επικαλύπτονται.

Συνοψίζοντας, έχουμε:

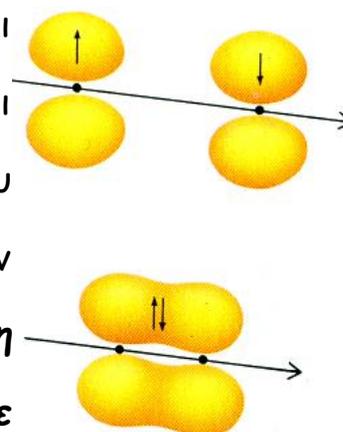
σ (σίγμα) δεσμοί προκύπτουν με επικαλύψεις $s-s$, $s-p$ και $p-p$ ατομικών τροχιακών κατά τον άξονα που συνδέει τους πυρήνες των δύο συνδεόμενων ατόμων. Κατ' αυτή τη διεύθυνση εξασφαλίζεται η μεγαλύτερη δυνατή επικάλυψη.



Με επικάλυψη ενός s και ενός p ατομικού τροχιακού ή ενός p με ένα p ατομικό τροχιακό, κατά μήκος του άξονα που συνδέει τους πυρήνες των δύο ατόμων, προκύπτει ο δεσμός σ .

Δεσμοί π

Αν τα δύο ατομικά τροχιακά είναι παράλληλα, δεν είναι δυνατόν να γίνει επικάλυψη αυτών κατά μήκος του άξονα που συνδέει τους πυρήνες των ατόμων. Στην περίπτωση αυτή έχουμε **πλευρική επικάλυψη των αντίστοιχων ηλεκτρονιακών νεφών με αποτέλεσμα τη δημιουργία του π (πι) δεσμού**. Στο π (πι) δεσμό ο άξονας, που συνδέει τους δύο πυρήνες των ατόμων,



Η επικάλυψη ενός p τροχιακού με ένα p τροχιακό, με παράλληλους άξονες οδηγεί στο σχηματισμό ενός π δεσμού.

βρίσκεται σε επιφάνεια στην οποία δεν έχει πιθανότητα να υπάρχει το ηλεκτρονιακό νέφος (κομβική επιφάνεια), όπως φαίνεται στο διπλανό σχήμα. Να παρατηρήσουμε επίσης ότι:

1. Τα s τροχιακά δε συμμετέχουν σε π δεσμούς, καθώς δεν είναι δυνατή η πλευρική τους επικάλυψη.
2. Ο δεσμός π δημιουργείται μόνο εφ' όσον έχει προηγηθεί ο σχηματισμός ενός σ δεσμού.
3. Ο σ δεσμός είναι ισχυρότερος του π , καθώς στην πρώτη περίπτωση επιτυγχάνεται μεγαλύτερη επικάλυψη τροχιακών.

Συνοψίζοντας, έχουμε:

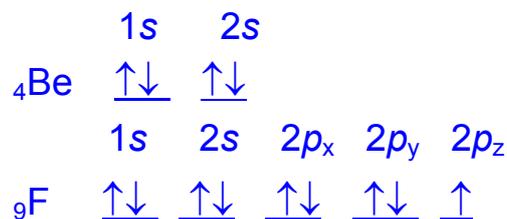
Οι π (πι) δεσμοί προκύπτουν με πλευρικές επικαλύψεις $p-p$ ατομικών τροχιακών (των οποίων οι άξονες είναι παράλληλοι) και είναι ασθενέστεροι των σ .

Υβριδισμός

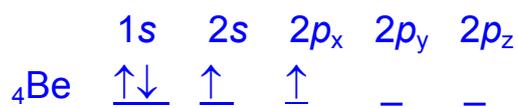
Ο σχηματισμός δεσμών με απλή επικάλυψη ατομικών τροχιακών, σε πολλές περιπτώσεις, δεν μπορεί να ερμηνεύσει τη δομή μορίων, όπως π.χ. των οργανικών ενώσεων. Μια προωθημένη αντίληψη για την ερμηνεία του ομοιοπολικού δεσμού με βάση τη θεωρία δεσμού σθένους αποτελεί ο υβριδισμός.

sp υβριδισμός

Για να ερμηνεύσουμε τη δομή στο μόριο του φθοριούχου βηρυλλίου (BeF_2) με τη θεωρία δεσμού σθένους θα πρέπει να δούμε την ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων τους:



Παρατηρούμε ότι το Be δεν μπορεί να σχηματίσει κανένα ομοιοπολικό δεσμό, αφού δε διαθέτει μονήρες ηλεκτρόνιο. Για να εξηγήσουμε το σχηματισμό του BeF_2 θεωρούμε ότι το ένα από τα δύο ηλεκτρόνια του τροχιακού 2s προωθείται σε τροχιακό 2p. Δηλαδή, έχουμε:



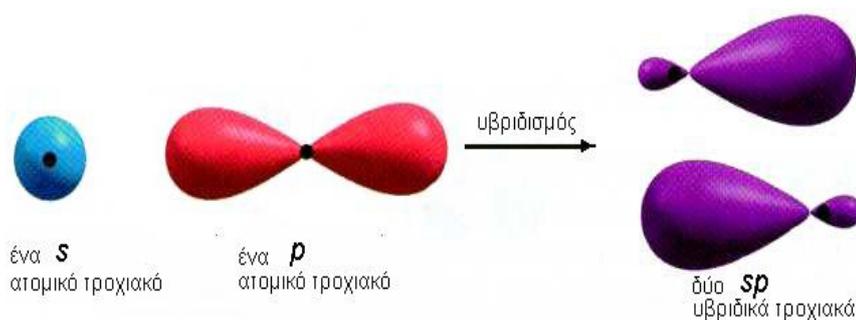
Με βάση την παραπάνω ηλεκτρονιακή διάταξη, θα έπρεπε οι δεσμοί που σχηματίζει το Be στο BeF_2 να είναι διαφορετικοί, ο ένας s + p και ο άλλος p + p. Έχει όμως αποδειχθεί πειραματικά ότι οι δύο δεσμοί στο BeF_2 είναι ισότιμοι μεταξύ τους.

Αυτή η ομοιότητα των δύο δεσμών μπορεί να ερμηνευθεί με βάση τον υβριδισμό των ατομικών τροχιακών, ο οποίος προτάθηκε από τον Pauling.

- Υβριδισμός είναι ο γραμμικός συνδυασμός (πρόσθεση ή αφαίρεση) ατομικών τροχιακών προς δημιουργία νέων ισότιμων ατομικών τροχιακών (υβριδικών τροχιακών).

Τα υβριδικά τροχιακά είναι αριθμητικά ίσα με τα συνδυαζόμενα ατομικά τροχιακά, διαφέρουν όμως απ' αυτά ως προς την ενέργεια, τη μορφή και τον προσανατολισμό. Έχουν σχήμα ζεύγους ομοαξονικών αλλά άνισου μεγέθους λοβών. Τα ηλεκτρόνια που υπήρχαν στα αρχικά ατομικά τροχιακά, κατανέμονται στα ισάριθμα υβριδικά τροχιακά που αντικατέστησαν, σύμφωνα με τις αρχές της ηλεκτρονιακής δόμησης, π.χ. αρχή ελάχιστης ενέργειας.

Έτσι, στην περίπτωση του Be στο BeF_2 τα s και p ατομικά τροχιακά του ατόμου του Be συνδυάζονται και δημιουργούν δύο νέα όμοια μεταξύ τους τροχιακά. Τα δύο αυτά νέα τροχιακά ονομάζονται ***sp* υβριδικά τροχιακά** και στη δημιουργία τους έχει συνεισφέρει κατά 50% το τροχιακό s και κατά 50% το τροχιακό p . Τα υβριδικά τροχιακά έχουν ευθύγραμμη διάταξη.



Από το συνδυασμό ενός s και ενός p ατομικού τροχιακού σχηματίζονται δύο sp υβριδικά τροχιακά που είναι ευθύγραμμα διατεταγμένα.



Τα δύο αυτά sp υβριδικά τροχιακά του Be επικαλύπτουν τα δύο p τροχιακά των ατόμων του F και σχηματίζουν δύο σ δεσμούς, όπως φαίνεται στο σχήμα:



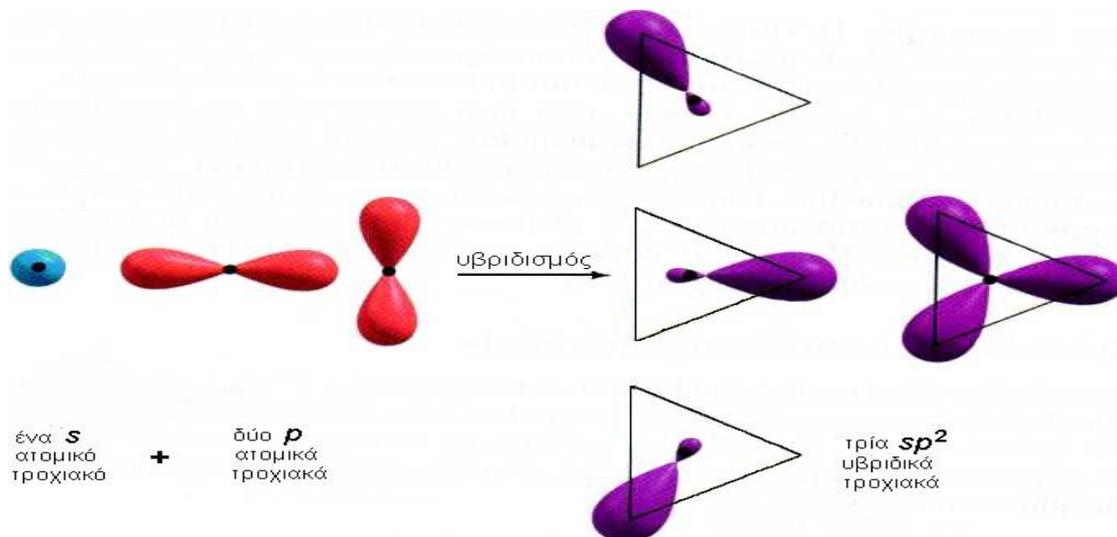
Σχηματισμός δύο σ δεσμών με επικάλυψη δύο sp υβριδικών τροχιακών του Be με ισάριθμα p τροχιακά του F για τη δημιουργία του μορίου BeF_2 .

sp^2 υβριδισμός

Αντίστοιχα, για την ερμηνεία των δεσμών στο μόριο του BF_3 έχουμε σχετικά με την ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου B:

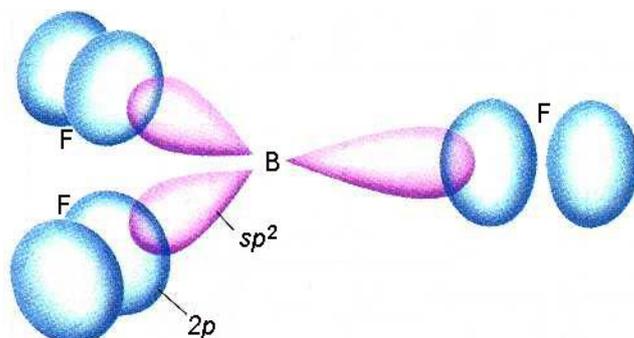
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_5B$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	—	—	θεμελιώδης κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_5B$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	—	προωθημένη κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_5B$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	—	υβριδισμός sp^2

Στο άτομο, δηλαδή, του Β σχηματίζονται τρία ισότιμα υβριδικά τροχιακά (sp^2), με συνδυασμό ενός s και δύο p ατομικών τροχιακών. Παρατηρούμε ότι τα sp^2 υβριδικά τροχιακά έχουν επίπεδη τριγωνική διάταξη, όπως φαίνεται στο σχήμα.



Με συνδυασμό ενός s και δύο p ατομικών τροχιακών προκύπτουν τρία sp^2 υβριδικά τροχιακά που έχουν επίπεδη τριγωνική διάταξη.

Τα τρία αυτά sp^2 υβριδικά τροχιακά του Β επικαλύπτουν τα τρία p τροχιακά των ατόμων του F και σχηματίζουν τρεις σ δεσμούς, όπως φαίνεται στο σχήμα:



Σχηματισμός τριών σ δεσμών με επικάλυψη των τριών sp^2 υβριδικών τροχιακών του Β με ισάριθμα τρία $2p$ τροχιακά ατόμων F.

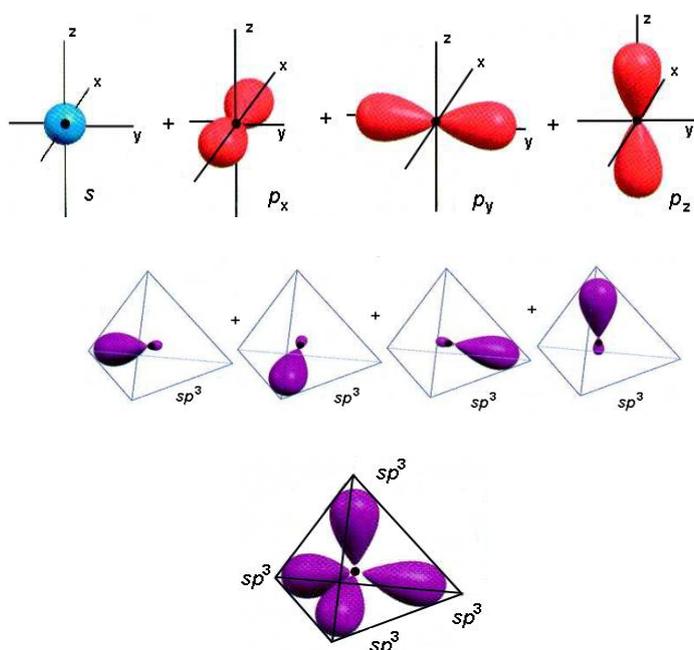
sp^3 υβριδισμός

Για την ερμηνεία των δεσμών στο μόριο του CH_4 με τη θεωρία δεσμού σθένους εργαζόμαστε ανάλογα με τα προηγούμενα παραδείγματα.

Δηλαδή, κατ' αρχάς παίρνουμε την ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου C:

	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6C$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	$_$	θεμελιώδης κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6C$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	προωθημένη κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6C$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	υβριδισμός sp^3

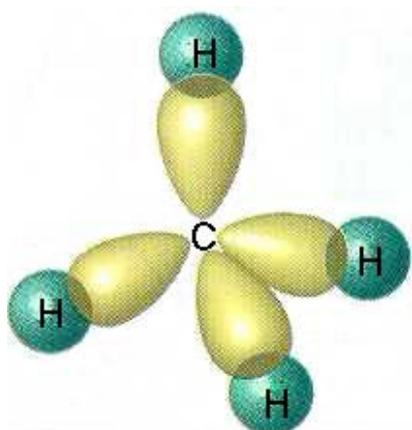
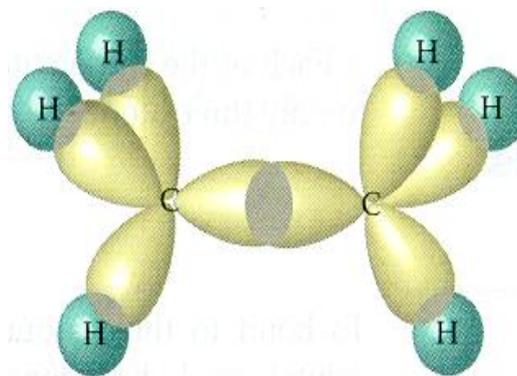
Τα τέσσερα ισότιμα υβριδικά τροχιακά (sp^3) προκύπτουν με συνδυασμό ενός s και τριών p ατομικών τροχιακών και έχουν τετραεδρική διάταξη:



Με συνδυασμό ενός s και τριών p ατομικών τροχιακών, προκύπτουν τέσσερα sp^3 υβριδικά τροχιακά που έχουν τετραεδρική διάταξη.

Απλός δεσμός C-C

Με βάση τα παραπάνω μπορεί να ερμηνευθεί ο σχηματισμός του CH_4 . Στην περίπτωση αυτή έχουμε σχηματισμό τεσσάρων σ δεσμών με επικάλυψη των τεσσάρων sp^3 υβριδικών τροχιακών του C με τέσσερα s τροχιακά των ατόμων H, όπως φαίνεται στο σχήμα.

Σχηματισμός μορίου του CH_4 .Σχηματισμός μορίου του C_2H_6

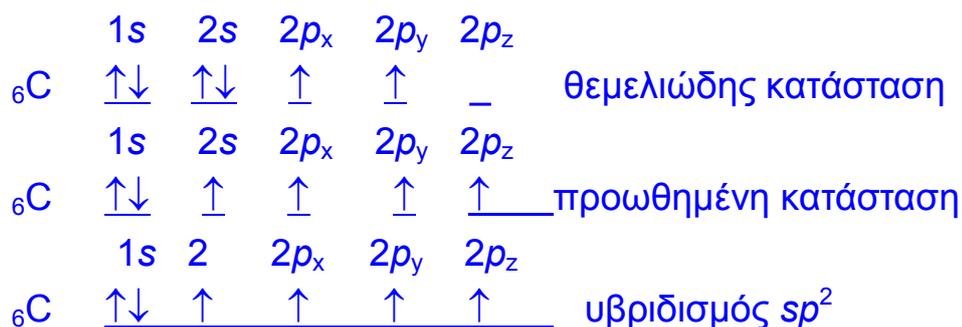
Στα μόρια των κορεσμένων υδρογονανθράκων υφίστανται σ δεσμοί του τύπου $s-sp^3$ ανάμεσα στα άτομα του άνθρακα και στα άτομα του υδρογόνου και σ δεσμοί του τύπου sp^3-sp^3 ανάμεσα στα άτομα άνθρακα.

	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	—	θεμελιώδης κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	προωθημένη κατάσταση
	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	υβριδισμός sp^3

Διπλός δεσμός C=C

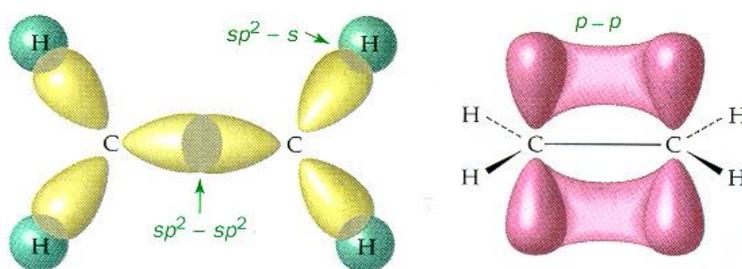
Με βάση τη θεωρία δεσμού σθένους και τον υβριδισμό, μπορούμε να ερμηνεύσουμε το διπλό δεσμό $>C=C<$ π.χ. στο αιθυλένιο $CH_2=CH_2$.

Ως γνωστόν η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου του άνθρακα είναι η ακόλουθη:



Στο μόριο του αιθυλενίου κάθε άτομο άνθρακα έχει τρία sp^2 υβριδικά τροχιακά και παραμένει ένα τροχιακό p , το οποίο είναι προσανατολισμένο καθέτως προς το επίπεδο των υβριδικών τροχιακών.

Ανάμεσα στα άτομα του άνθρακα και στα άτομα του υδρογόνου δημιουργούνται σ δεσμοί του τύπου sp^2-s . Τα δύο άτομα C συνδέονται



Σχηματισμός μορίου του αιθενίου ($CH_2=CH_2$). Στο αριστερό διάγραμμα φαίνονται οι σ δεσμοί, ενώ στο δεξί οι π δεσμοί.

μεταξύ τους με ένα σ δεσμό του τύπου $sp^2 - sp^2$ και ένα π που προκύπτει με επικάλυψη $p_z - p_z$.

Δηλαδή, στο διπλό δεσμό $>C=C<$ ο ένας δεσμός είναι σ και ο άλλος είναι π . Ο σ δεσμός είναι πιο σταθερός από τον π . Η περιγραφή του διπλού δεσμού με τον υβριδισμό δικαιολογεί πολλές από τις ιδιότητες του διπλού δεσμού, π.χ. αντιδράσεις προσθήκης.

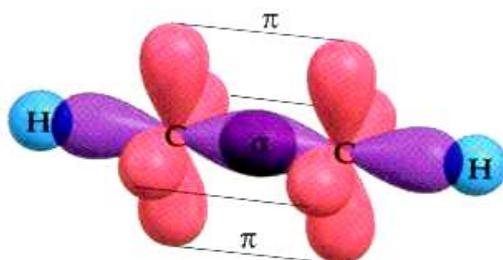
Τριπλός δεσμός $C\equiv C$

Με ανάλογο τρόπο μπορεί να περιγραφεί ο σχηματισμός του τριπλού δεσμού στο ακετυλένιο $HC\equiv CH$.

${}_6C$	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	$-$	θεμελιώδης κατάσταση
${}_6C$	$1s$	$2s$	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$	
	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	προωθημένη κατάσταση
${}_6C$	$1s$	sp	$2p_y$	$2p_z$		
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	\uparrow	\uparrow		υβριδισμός sp

Στο άτομο του άνθρακα συνδυάζονται δύο τροχιακά ένα s και ένα p και δημιουργούνται δύο sp υβριδικά τροχιακά ενώ περισσεύουν δύο p τροχιακά (p_y, p_z), με ένα μονήρες ηλεκτρόνιο το καθένα.

Κατά το σχηματισμό του $HC\equiv CH$, κάθε άτομο C ενώνεται με σ δεσμό μ' ένα άτομο H (επικάλυψη τροχιακών $sp-s$), ενώ τα δύο άτομα C συνδέονται μεταξύ τους με ένα δεσμό σ (επικάλυψη τροχιακών $sp-p$) και δύο π δεσμούς (επικάλυψη τροχιακών $p-p$), όπως φαίνεται στο σχήμα.



Σχηματισμός μορίου του αιθινίου (C_2H_2). Διακρίνονται οι σ και οι π δεσμοί.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ - ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

1. Στον Περιοδικό Πίνακα το στοιχείο Σ βρίσκεται ακριβώς κάτω από το στοιχείο ${}_{20}\text{Χ}$. Ο ατομικός αριθμός του στοιχείου Σ είναι:

α. 28

β. 38

γ. 52

δ. 12

2. Τα στοιχεία σχηματίζουν χημικούς δεσμούς επειδή:

α. Έχουν την τάση να συμπληρώσουν όλα τα ατομικά τροχιακά της εξωτερικής τους στιβάδας.

β. Έχουν την τάση να σχηματίζουν χημικές ενώσεις.

γ. Κάθε σύστημα που αποτελείται από μεμονωμένα άτομα είναι ασταθές.

δ. Έχουν την τάση να μεταπίπτουν σε σταθερότερη κατάσταση, που χαρακτηρίζεται από μικρότερη ενέργεια.

3. Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν γράφοντας στο δίπλα στο γράμμα που αντιστοιχεί σε κάθε πρόταση τη λέξη *Σωστό*, αν η πρόταση είναι σωστή ή *Λάθος*, αν η πρόταση είναι λανθασμένη.

1. Σύμφωνα με το ατομικό πρότυπο του Bohr, τα ηλεκτρόνια περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα σε ορισμένες κυκλικές ή/και ελλειπτικές τροχιές, που έχουν καθορισμένη ενέργεια (κβαντισμένες τροχιές).

2. Το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου, που βρίσκεται σε θεμελιώδη κατάσταση, είναι πιθανόν να βρεθεί έξω από το χώρο που ορίζεται ως $1s$ ατομικό τροχιακό.

3. Η αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg βρίσκεται σε αντίφαση με τη θεωρία του De Broglie.
4. Οι κβαντικοί αριθμοί n, l και m_l προκύπτουν με βάση την εξίσωση Schrödinger.
5. Τα τροχιακά s έχουν μικρότερη ενέργεια απ' ό,τι τα τροχιακά p .
6. Σε κάθε άτομο, ο αριθμός των s τροχιακών είναι μεγαλύτερος από τον αριθμό των p τροχιακών.
7. Όταν σ' ένα άτομο ο αριθμός των ηλεκτρονίων είναι άρτιος, το άθροισμα των κβαντικών αριθμών του spin είναι μηδέν.
8. Η ενέργεια ενός ηλεκτρονίου καθορίζεται περισσότερο από την έλξη του πυρήνα και λιγότερο από τις διηλεκτρονιακές απώσεις.
9. Όταν οι ελκτικές δυνάμεις είναι μεγάλες, το ηλεκτρόνιο έχει μικρή ενέργεια.
10. Η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων της 1^{ης} σειράς των στοιχείων μετάπτωσης είναι $[Ar] 3d^x 4s^2$, όπου $x=1, 2, \dots, 10$.

4. Να διατάξετε τα παρακάτω τροχιακά, που αφορούν στο ιόν $3Li^{+2}$, κατά σειρά αυξανόμενης ενέργειας: $2s$, $3p_y$, $2p_x$, $3s$, $3p_z$, $4s$, $3d$

5. α. Πώς ορίζεται η ενέργεια πρώτου ιοντισμού (E_i1);

β. Οι έξι πρώτες ενέργειες ιοντισμού ενός μη μεταπτώτικου στοιχείου X είναι:

$$E_{i1} = 577,5 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{i2} = 1.816,7 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{i3} = 2.744,8 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{i4} = 11.577 \text{ kJ/mol} \quad E_{i5} = 14.842 \text{ kJ/mol} \quad E_{i6} = 18.379 \text{ kJ/mol}$$

- Σε ποια ομάδα του Περιοδικού Πίνακα ανήκει το στοιχείο Χ;
Αιτιολογήστε την απάντησή σας.

- Γράψτε τον ηλεκτρονιακό τύπο κατά Lewis της ένωσης που σχηματίζει το στοιχείο Χ με το 8O.

6. Να γραφούν οι ηλεκτρονιακοί τύποι κατά Lewis των ενώσεων:

Φωσγένιο (COCl_2), Μονοξειδίο του άνθρακα (CO), Χλωρικό ασβέστιο ($\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$)

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί (Z): C=6, O=8, Cl=17, Ca=20

7. Ένα ηλεκτρόνιο του στοιχείου Χ χαρακτηρίζεται από τους κβαντικούς αριθμούς: 0, $+\frac{1}{2}$, 1 και 3

1. Ποιος κβαντικός αριθμός αντιστοιχεί σε κάθε τιμή;

2. Τι καθορίζει η τιμή του κάθε κβαντικού αριθμού

α. για το ηλεκτρόνιο και β. για το τροχιακό;

3. Σε ποια υποστιβάδα βρίσκεται το ηλεκτρόνιο;

4. Το άτομο του στοιχείου, στη θεμελιώδη κατάσταση, έχει στη στιβάδα σθένους άλλα δύο ηλεκτρόνια που έχουν την ίδια ενέργεια με το ηλεκτρόνιο που προσδιορίσατε. Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός του στοιχείου;

5. Το στοιχείο Χ σχηματίζει με το ${}_{35}\text{Br}$ τις ενώσεις XBr_3 και XBr_5 .

Γράψτε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των ενώσεων.

8. Δίνονται τα στοιχεία $_{12}\text{Mg}$, $_{16}\text{S}$, $_{20}\text{Ca}$. Για τις ενέργειες πρώτου ιονισμού ισχύει η σχέση:

- i) $E_{\text{Ca}} < E_{\text{Mg}} < E_{\text{S}}$.
- ii) $E_{\text{S}} < E_{\text{Mg}} < E_{\text{Ca}}$.
- iii) $E_{\text{Mg}} < E_{\text{S}} < E_{\text{Ca}}$.
- iv) $E_{\text{Ca}} < E_{\text{S}} < E_{\text{Mg}}$.

9. Ποια η ηλεκτρονιακή δομή του $_{29}\text{Cu}$; Με βάση την κατανομή αυτή να βρεθούν:

1. Πόσα ηλεκτρόνια του ατόμου έχουν $m_s = +\frac{1}{2}$;
2. Ποια η ηλεκτρονική δομή των ιόντων Cu^{+1} και Cu^{+2} ;

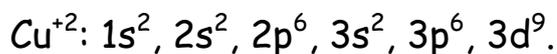
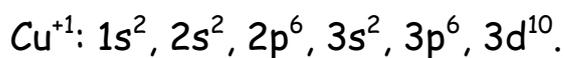
Απάντηση

1) Με βάση τις αρχές δόμησης έχουμε:
 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9$.

Αλλά όταν η υποστιβάδα d περιέχει 5 ηλεκτρόνια ή είναι συμπληρωμένη με 10 ηλεκτρόνια τότε το άτομο παρουσιάζει χαμηλότερη ενέργεια, οπότε έχουμε αυξημένη σταθερότητα, οπότε τελικά η κατανομή είναι: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^1$.

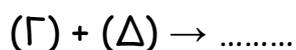
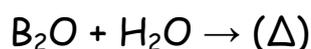
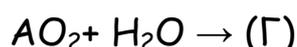
2) Κάθε συμπληρωμένο τροχιακό έχει δύο ηλεκτρόνια με αντίθετο spin $+\frac{1}{2}$ και $-\frac{1}{2}$. Εδώ τέτοια τροχιακά είναι τα 3s: 1s, 2s, 3s, έξι τροχιακά p, 2p, 3p και τα πέντε τροχιακά 3d. Έχουμε ακόμη ένα ηλεκτρόνιο στην 4s με spin $+\frac{1}{2}$. Άρα έχουμε 15 ηλεκτρόνια με spin $+\frac{1}{2}$.

3) Τα ιόντα προκύπτουν αφού αφαιρεθούν ηλεκτρόνια με την μεγαλύτερη ενέργεια. Έτσι η δομή των ιόντων είναι:



10. Δίνονται τα στοιχεία Α και Β με ατομικούς αριθμούς 34 και 37 αντίστοιχα.

1. Ποια είναι η ηλεκτρονιακή δομή των ατόμων Α και Β;
2. Συγκρίνετε τις ακτίνες των δύο ατόμων.
3. Δώστε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των οξειδίων AO_2 και B_2O .
4. Ποια νομίζετε ότι είναι η φυσική κατάσταση των δύο οξειδίων;
5. Να συμπληρώσετε τις χημικές εξισώσεις:



Απάντηση

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

Ενώ του Β: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 5s^1$.

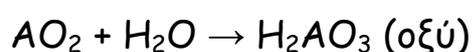
Το άτομο Β έχει 5 στοιβάδες, ενώ το Α 4, οπότε οι ακτίνα του Β είναι μεγαλύτερη.

Οι ηλεκτρονιακοί τύποι είναι οι παρακάτω:



Το οξείδιο AO_2 είναι ομοιοπολική ένωση άρα ασθενείς δυνάμεις μεταξύ των μορίων, πράγμα που σημαίνει ότι το αέριο πιθανότατα είναι αέριο (ή έστω υγρό λόγω μεγάλου M_r).

Το B_2O είναι ιοντική ένωση άρα έχουμε κρυστάλλους με μεγάλο Σ.Τ.



11. Εξηγείστε αν είναι σωστή ή λάθος η πρόταση :

«Στο άτομο του υδρογόνου που έχει ένα ηλεκτρόνιο υπάρχει μόνο το τροχιακό $1s$, ενώ στο κατιόν υδρογόνου (H^+) που δεν έχει κανένα ηλεκτρόνιο δεν υπάρχει κανένα τροχιακό.»

12. Δίνεται ο παρακάτω υποθετικός Περιοδικός Πίνακας

							A
Λ	B			M	E	Z	
		Δ			H		
							Θ
Γ	K						

i) Ποιο από όλα τα στοιχεία έχει μεγαλύτερη ενέργεια ιοντισμού και ποιο τη μικρότερη;

ii) Το οξείδιο του Α είναι όξινο ή βασικό;

iii) Το οξείδιο ενός στοιχείου είναι επαμφοτερίζον. Ποιο μπορεί να είναι το στοιχείο;

iv) Ποιο στοιχείο έχει μεγαλύτερη ακτίνα το Ε ή το Ζ και γιατί;

v) Ποιο στοιχείο έχει μεγαλύτερη ακτίνα το Δ ή το Β και γιατί;

vi) Ποιο στοιχείο έχει μεγαλύτερη ενέργεια πρώτου ιοντισμού το Ε ή το Ζ και γιατί;

vii) Ποιο στοιχείο έχει μεγαλύτερη ενέργεια πρώτου ιοντισμού το Γ ή το Δ και γιατί;

viii) Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού του στοιχείου Α είναι 10kJ/mol. Η ενέργεια δεύτερου ιοντισμού του ίδιου στοιχείου μπορεί να είναι:

α) 8 kJ/mol β) 10 kJ/mol γ) 15 kJ/mol δ) 45 kJ/mol

Απάντηση:

i) Μεγαλύτερη ενέργεια ιοντισμού έχει το Α και μικρότερη το Γ.

ii) βασικό.

iii) Το στοιχείο Μ.

iv) Το Ε γιατί χωρίς να αλλάζουμε στιβάδα αυξάνεται το πυρηνικό φορτίο κατά 1 στο Ζ, με αποτέλεσμα να αυξάνεται η έλξη των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.

v) Το Δ γιατί έχει μια στιβάδα παραπάνω από το Β.

vi) Το Ζ, αφού τα ηλεκτρόνια σθένους δέχονται μεγαλύτερη έλξη από τον πυρήνα.

vii) Το Δ, μικρότερη ατομική ακτίνα και περισσότερα ηλεκτρόνια σθένους.

viii) το δ. 45KJ/mol αφού το δεύτερο ηλεκτρόνιο θα φύγει από την πρώτη στιβάδα και όχι από την δεύτερη.

13. Να χαρακτηρίστε τις παρακάτω προτάσεις σαν σωστές ή λαθεμένες.

i) Η ενέργεια ενός ηλεκτρονίου καθορίζεται περισσότερο από την έλξη του πυρήνα και λιγότερο από τις διηλεκτρονιακές απώσεις.

ii) Όταν οι ελκτικές δυνάμεις είναι μεγάλες, το ηλεκτρόνιο έχει μικρή ενέργεια.

iii) Η υποστιβάδα 3p έχει μικρότερη ενέργεια απ' ότι η υποστιβάδα 4s.

iv) Από τις επόμενες δύο κατανομές για τα ηλεκτρόνια της υποστιβάδας p, μικρότερη ενέργεια έχει η πρώτη.



ii) Σ ii) Σ iii) Σ iv) Λ

14. Δίνεται το ακόλουθο τμήμα του Περιοδικού Πίνακα:

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
												A					
	B		Γ														Δ

και τα στοιχεία: ${}_9\text{F}$, ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_5\text{B}$, ${}_8\text{O}$, ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{18}\text{Ar}$.

1. Να τοποθετήσετε τα παραπάνω στοιχεία στη θέση τους στον Π.Π. Σε ποιον τομέα ανήκει το καθένα από αυτά.
2. Ποιος είναι ο ατομικός αριθμός για τα στοιχεία A, B, Γ και Δ; Σε ποιόν τομέα ανήκει το καθένα από αυτά;
3. Ποιο από αυτά με την πρόσληψη ενός ηλεκτρονίου και πιο με την αποβολή δυο ηλεκτρονίων αποκτά δομή ευγενούς αερίου.
4. Τι είδους δεσμό δημιουργεί το B με το Δ; Να γραφεί ο ηλεκτρονιακός τύπος της ένωσης.
5. Να κατατάξετε τα στοιχεία A, B, Γ και Δ κατά αύξουσα ατομική ακτίνα και κατά αύξουσα E_{1i} .

15. Να μελετήσετε τον παρακάτω συνοπτικό Π.Π. και να απαντήσετε στις ερωτήσεις που ακολουθούν:

${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$	${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$	${}_{16}\text{S}$	${}_{17}\text{Cl}$	${}_{18}\text{Ar}$
${}_{19}\text{K}$	${}_{20}\text{Ca}$					${}_{35}\text{Br}$	
${}_{27}\text{Rb}$						${}_{53}\text{I}$	
${}_{55}\text{Cs}$						${}_{85}\text{At}$	

α) Ποιος συνδυασμός στοιχείων θα δώσει την πιο ιοντική ένωση;

β) Ποια στοιχεία έχουν τις ηλεκτρονικές δομές:

i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

γ) Ποιο από τα στοιχεία Na, Rb, Cl έχει τη μεγαλύτερη πρώτη ενέργεια ιοντισμού;

δ) Ποιο από τα οξείδια στις παρακάτω σειρές θα είναι πιο όξινο:

i) B_2O_3 , CO_2 , RbO . ii) SiO_2 , H_2O , Cl_2O .

ε) Δίνονται οι ενώσεις:

i) RbBr , CsF , AlCl_3 ii) MgO , CaO , K_2O , P_2O_3 . iii) B_2O_3 , Al_2O_3 ,
 SiO_2 , O_2 , SO_2 .

Κατατάξτε τις ενώσεις κάθε ομάδας από την πλέον ιοντική προς την πλέον ομοιοπολική.

Απάντηση:

α) Το Cs με το F. β) i) το Al. ii) Ar. γ) Το Cl.

δ) i) το CO₂. ii) Cl₂O. ε) i) CsF, RbBr, AlCl₃ ii) K₂O, CaO,
MgO, P₂O₃. iii) Al₂O₃, B₂O₃, SiO₂, SO₂, O₂.

16. Ένα στοιχείο X έχει ενέργειες ιοντισμού $E_{i1}=9,32eV$, $E_{i2}=18,2eV$ και $E_{i3}=153,9eV$. Σε ποια ομάδα του Π. Π. ανήκει το στοιχείο αυτό;

Απάντηση:

1) η ενέργεια δεύτερου ιοντισμού είναι περίπου διπλάσια της αντίστοιχης πρώτης ενέργειας, πράγμα που σημαίνει ότι τα δύο πρώτα ηλεκτρόνια έφυγαν από τροχιακά με την ίδια ενέργεια, απλά η δεύτερη είναι μεγαλύτερη επειδή είναι πιο δύσκολο να φύγει ένα ηλεκτρόνιο από ένα θετικό ιόν, παρά από ένα ουδέτερο άτομο.

2) Για να φύγει το τρίτο ηλεκτρόνιο απαιτείται πολύ μεγαλύτερη ενέργεια, πράγμα που σημαίνει ότι το ηλεκτρόνιο αυτό βρίσκεται σε πολύ πιο χαμηλή ενεργειακή στάθμη από ότι τα δύο προηγούμενα.

Με βάση τα προηγούμενα το X ανήκει στην 2^η ομάδα του Π.Π. οπότε τα δύο πρώτα ηλεκτρόνια ανήκουν σε τροχιακό ns^2 , ενώ το τρίτο ηλεκτρόνιο σε τροχιακό $(n-1)p^6$.

17. Δύο στοιχεία Σ_1 και Σ_2 των οποίων οι ατομικοί αριθμοί Z_1 και Z_2 ($Z_2 > Z_1$) διαφέρουν κατά 1 βρίσκονται σε διαφορετικές περιόδους του Π.Π.

α) Βρείτε τις ομάδες του Π.Π. στις οποίες ανήκουν τα στοιχεία Σ_1 και Σ_2 .

β) Αν το στοιχείο Σ_3 με ατομικό αριθμό $Z_3 = Z_2 + 17$ ανήκει στην ίδια ομάδα του Π.Π. με το Σ_2 , βρείτε τους ατομικούς αριθμούς Z_1, Z_2 και Z_3 των στοιχείων Σ_1, Σ_2 και Σ_3 , αν ο ατομικός αριθμός του στοιχείου Σ_1 είναι μικρότερος του 30.

Απάντηση:

α) Αφού με προσθήκη ενός πρωτονίου το στοιχείο Z_2 βρίσκεται σε διαφορετική περίοδο από το Z_1 , το Z_2 είναι το τελευταίο στοιχείο της περιόδου, ανήκει λοιπόν στην 18 (VIII A) ομάδα, ενώ το Z_1 στην 1^η ομάδα του Π.Π..

β) Η πρώτη περίοδος έχει 2 στοιχεία, η δεύτερη 8, η τρίτη 8, η τέταρτη 18, η πέμπτη 18, η έκτη 34. Το στοιχείο Σ_1 δεν μπορεί να έχει ούτε 2, ούτε 8 ατομικό αριθμό, γιατί τότε το Σ_2 θα είχε 3 ή 9, οπότε το Σ_3 θα είχε ατομικό αριθμό, 20 ή 26, στοιχεία που δεν ανήκουν στην 18^η ομάδα του Π.Π.

Άρα το στοιχείο Σ_1 έχει $Z_1=18$, το Σ_2 έχει $Z_2=19$ και το Σ_3 έχει $Z_3=36$.

6. Ερωτήσεις - προβλήματα

1.1 Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής

1. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από τη στιβάδα Μ στη στιβάδα Κ εκπέμπεται ακτινοβολία συχνότητας f_1 , από την Μ στην L εκπέμπεται ακτινοβολία συχνότητας f_2 , ενώ από την L στην Κ εκπέμπεται ακτινοβολία συχνότητας f_3 . Μεταξύ των τριών αυτών συχνοτήτων ισχύει η σχέση:

α. $f_1 = f_2 + f_3$

γ. $f_3 = f_1 + f_2$

β. $f_2 = f_1 + f_3$

δ. $f_1 < f_2 + f_3$.

2. Κατά τις μεταπτώσεις $M \rightarrow K$, $M \rightarrow L$ και $L \rightarrow K$ του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου εκπέμπονται ακτινοβολίες με συχνότητες f_1, f_2, f_3 και μήκη κύματος $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3$ αντίστοιχα.

i) Για τις συχνότητες f_1, f_2 και f_3 ισχύει:

α. $f_1 < f_2 < f_3$

γ. $f_2 < f_1 < f_3$

β. $f_1 < f_3 < f_2$

δ. $f_2 < f_3 < f_1$

ii) Για τα μήκη κύματος λ_1, λ_2 και λ_3 ισχύει:

α. $\lambda_2 > \lambda_3 > \lambda_1$

γ. $\lambda_2 > \lambda_1 > \lambda_3$

β. $\lambda_1 > \lambda_2 > \lambda_3$

δ. $\lambda_1 > \lambda_3 > \lambda_2$.

3. Κατά τη μετάβαση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από την τροχιά με $n = 1$ στην τροχιά με $n = 3$ και από την τροχιά με $n = 2$ στην τροχιά με $n = 4$, η ενέργειά του μεταβάλλεται κατά $\Delta E_{1 \rightarrow 3}$

και $\Delta E_{2 \rightarrow 4}$ αντίστοιχα. Για τις μεταβολές της ενέργειας $\Delta E_{1 \rightarrow 3}$ και $\Delta E_{2 \rightarrow 4}$ ισχύει:

α. $\Delta E_{1 \rightarrow 3} = \Delta E_{2 \rightarrow 4} > 0$ γ. $\Delta E_{1 \rightarrow 3} > \Delta E_{2 \rightarrow 4} > 0$

β. $\Delta E_{1 \rightarrow 3} < \Delta E_{2 \rightarrow 4} < 0$ δ. $\Delta E_{1 \rightarrow 3} = \Delta E_{2 \rightarrow 4} < 0$.

4. Ποια από τις ακόλουθες μεταπτώσεις του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου συνοδεύεται από εκπομπή ακτινοβολίας μεγαλύτερης συχνότητας;

α. από τροχιά με $n = 5$ σε τροχιά με $n = 2$

β. από τροχιά με $n = 4$ σε τροχιά με $n = 1$

γ. από τροχιά με $n = 5$ σε τροχιά με $n = 1$

δ. από τροχιά με $n = 6$ σε τροχιά με $n = 2$.

5. Κατά την πρόσπτωση φωτεινής ακτινοβολίας σε ορισμένα μέταλλα αναπηδούν από αυτά ηλεκτρόνια με ορμή $m \cdot v$. Το φαινόμενο αυτό δεν αντιβαίνει με την αρχή διατήρησης της ορμής, αν δεχθούμε ότι:

α. το ηλεκτρόνιο συμπεριφέρεται και ως κύμα

β. η ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία έχει και σωματιδιακή μορφή

γ. το φως μεταφέρει ενέργεια

δ. τα ηλεκτρόνια στα μέταλλα είναι ελεύθερα.

6. Η πρόταση: «είναι αδύνατος ο ταυτόχρονος προσδιορισμός της θέσης και της ορμής ενός σωματιδίου» εκφράζει:

α. την αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg

- β. την αρχή διατήρησης της ορμής
- γ. την αντίληψη περί του κυματοσωματιδιακού δυϊσμού για το ηλεκτρόνιο
- δ. ένα από τα συμπεράσματα της Θεωρίας της σχετικότητας.
7. Ατομικό τροχιακό είναι:
- α. η πιθανότητα εύρεσης ενός ηλεκτρονίου σε κάποιο σημείο
- β. ο χώρος στον οποίο υπάρχει σημαντική πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο
- γ. η τροχιά που διαγράφει ένα ηλεκτρόνιο κάποιου ατόμου
- δ. μία από τις ηλεκτρονιακές στιβάδες κατά Bohr.
8. Ο αριθμός των p-τροχιακών σε μια ενεργειακή στιβάδα είναι:
- α. 2 β. 3 γ. 5 δ. 7
9. Το πλήθος των ατομικών τροχιακών που περιέχονται στις στιβάδες K και L είναι αντίστοιχα:
- α. ένα και δύο γ. δύο και οχτώ
- β. ένα και τέσσερα δ. ένα και τρία.
10. Τα ατομικά τροχιακά 2s και 3s διαφέρουν:
- α. κατά το μέγεθός τους γ. κατά τον προσανατολισμό τους στο χώρο
- β. κατά το σχήμα τους δ. σε όλα τα παραπάνω.

11. Τα ατομικά τροχιακά $2s$ και $2p$:

- α. έχουν ίδια ενέργεια γ. έχουν ίδιο προσανατολισμό στο χώρο
β. έχουν ίδιο σχήμα δ. διαφέρουν σε όλα τα παραπάνω.

12. Η τιμή του αζιμουθιακού κβαντικού αριθμού μας πληροφορεί:

- α. για τον αριθμό ηλεκτρονίων που περιέχονται σε κάθε ατομικό τροχιακό
β. για το σχήμα του ατομικού τροχιακού
γ. για το μέγεθος του ατομικού τροχιακού
δ. για τον προσανατολισμό στο χώρο του ατομικού τροχιακού.

13. Η υποστιβάδα $2p$

i) αποτελείται από:

- α. δύο ατομικά τροχιακά γ. τρία ατομικά τροχιακά
β. ένα ατομικό τροχιακό δ. το πολύ τρία ατομικά τροχιακά

ii) και περιέχει:

- α. έξι ηλεκτρόνια γ. τουλάχιστον τρία ηλεκτρόνια
β. δύο ηλεκτρόνια δ. μέχρι έξι ηλεκτρόνια.

14. Η υποστιβάδα $3d$ αποτελείται από:

- α. ένα ατομικό τροχιακό
β. τρία ατομικά τροχιακά
γ. πέντε ατομικά τροχιακά

δ. ένα έως πέντε ατομικά τροχιακά, ανάλογα με τον αριθμό των ηλεκτρονίων που βρίσκονται σ' αυτή.

15. Το κάθε ατομικό τροχιακό καταλαμβάνεται από:

α. ένα μόνο ηλεκτρόνιο

β. δύο ηλεκτρόνια

γ. ένα, δύο ή και κανένα ηλεκτρόνιο

δ. δύο, έξι, δέκα ή δεκατέσσερα ηλεκτρόνια ανάλογα με το είδος του.

16. Ο συνδυασμός των τιμών $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$ των τριών πρώτων κβαντικών αριθμών χαρακτηρίζει:

α. μία στιβάδα

γ. ένα ατομικό τροχιακό

β. μία υποστιβάδα

δ. ένα ηλεκτρόνιο.

17. Με τον όρο «ηλεκτρονιακό νέφος» εννοούμε:

α. ένα χώρο στον οποίο μπορεί να βρεθούν ηλεκτρόνια

β. ένα πλήθος ηλεκτρονίων που κινούνται σε ένα χώρο

γ. το σύνολο των σημείων ενός χώρου από τα οποία περνάει ένα ηλεκτρόνιο

δ. το χώρο που καταλαμβάνει ένα άτομο.

18. Το μοναδικό ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου στη θεμελιώδη κατάσταση βρίσκεται στην υποστιβάδα $1s$ διότι:
- α. το άτομο του υδρογόνου έχει σφαιρικό σχήμα
 - β. η υποστιβάδα $1s$ χαρακτηρίζεται από την ελάχιστη ενέργεια
 - γ. το άτομο του υδρογόνου δεν διαθέτει άλλο ατομικό τροχιακό
 - δ. στην υποστιβάδα αυτή το ηλεκτρόνιο χαρακτηρίζεται από τη μέγιστη δυνατή ενέργεια.
19. Μεταξύ των ενεργειών E_{2p} και E_{3s} των υποστιβάδων $2p$ και $3s$:
- α. ισχύει $E_{3s} < E_{2p}$
 - β. ισχύει $E_{3s} > E_{2p}$
 - γ. ισχύει $E_{3s} \approx E_{2p}$
 - δ. δεν είναι δυνατή η σύγκριση.
20. Ένα ατομικό τροχιακό $3d$ χαρακτηρίζεται από λιγότερη ενέργεια σε σχέση με ένα ατομικό τροχιακό $4p$ διότι:
- α. το άθροισμα $n + l$ έχει μικρότερη τιμή για το $3d$
 - β. κάθε ηλεκτρόνιο της στιβάδας M έχει γενικά λιγότερη ενέργεια από οποιοδήποτε ηλεκτρόνιο της στιβάδας N
 - γ. τα τροχιακά d είναι ενεργειακά φτωχότερα από τα τροχιακά p
 - δ. το άθροισμα $n + l$ έχει την ίδια τιμή για τα δύο αυτά τροχιακά, αλλά ο κύριος κβαντικός αριθμός είναι μικρότερος για το τροχιακό $3d$.

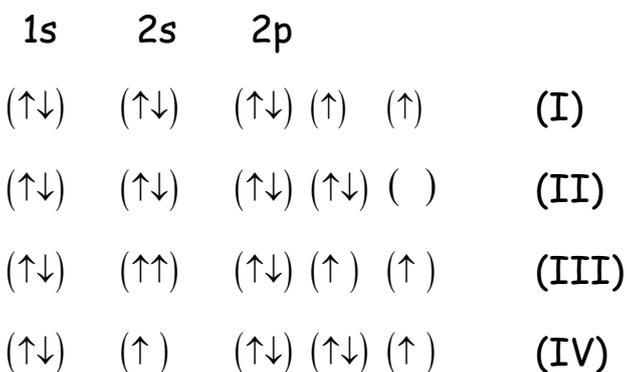
21. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων για κάθε στιβάδα προκύπτει με εφαρμογή:
- α. της αρχής της ελάχιστης ενέργειας
 - β. της απαγορευτικής αρχής του Pauli
 - γ. του κανόνα του Hund
 - δ. όλων των παραπάνω.
22. Σε ένα άτομο ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων τα οποία χαρακτηρίζονται με τους κβαντικούς αριθμούς: i) $n=3, l=2$, ii) $n=2, l=1, m_l=-1$ και iii) $n=3, l=3$ είναι αντίστοιχα:
- α. 18, 4 και 18
 - β. 10, 2 και 0
 - γ. 10, 6 και 14
 - δ. 10, 2 και 14.
23. Η ύπαρξη δύο ή και περισσότερων ηλεκτρονίων με $m_s = -1/2$ στο ίδιο ατομικό τροχιακό αντιβαίνει:
- α. με την απαγορευτική αρχή του Pauli
 - β. με την αρχή της ελάχιστης ενέργειας
 - γ. με την αρχή διατήρησης της ενέργειας
 - δ. με τον κανόνα του Hund.
24. Η κατανομή των τεσσάρων ηλεκτρονίων στα ατομικά τροχιακά $2s$, $2p_x$, $2p_y$ και $2p_z$ της στιβάδας L του ατόμου του άνθρακα είναι:
- α. $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
 - β. $2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
 - γ. $2s^2 2p_x^2$
 - δ. $2p_x^2 2p_y^1$ και $2p_z^1$.

25. Ένα άτομο διαθέτει τρία ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2p. Το άθροισμα των κβαντικών αριθμών του spin για τα τρία αυτά ηλεκτρόνια είναι:
- α. $3/2$ β. 0 γ. $1/2$ δ. $-1/2$
26. Αν τα άτομα ενός στοιχείου Σ περιέχουν τρία ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα 2p όταν βρίσκονται στη θεμελιώδη κατάσταση, τότε ο ατομικός αριθμός του στοιχείου Σ είναι:
- α. πέντε γ. επτά
β. τουλάχιστον πέντε δ. το πολύ επτά.
27. Ο μικρότερος ατομικός αριθμός του στοιχείου, το άτομο του οποίου στη θεμελιώδη κατάσταση έχει συνολικά 7 ηλεκτρόνια σε τροχιακά s είναι:
- α. 7 β. 13 γ. 19 δ. 29.
28. Στο άτομο του οξυγόνου ($Z = 8$) στη θεμελιώδη κατάσταση ο αριθμός των τροχιακών που περιέχουν μόνο ένα ηλεκτρόνιο είναι:
- α. 2 β. 0 γ. 3 δ. 1
29. Ποια από τις επόμενες ηλεκτρονιακές δομές αντιστοιχεί στη δομή της θεμελιώδους κατάστασης του ατόμου του σκανδίου (${}_{21}\text{Sc}$):
- α. $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^1$ β. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$



30. Από τις ακόλουθες δομές για το άτομο του οξυγόνου ($Z = 8$) στη

Θεμελιώδη κατάσταση:



i) Δεν υπακούουν στον κανόνα του Hund:

α. οι (II) και (IV) β. οι (I) και (III) γ. η (II) δ. η (IV)

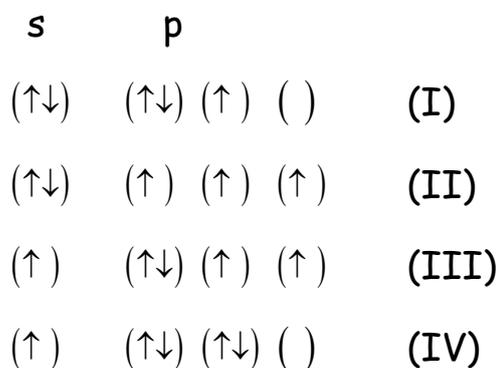
ii) υπακούουν στην αρχή της ελάχιστης ενέργειας:

α. οι (I), (II) και (III) β. οι (I), (III) και (IV)
 γ. η (IV) δ. όλες

iii) Δεν υπακούουν στην απαγορευτική αρχή του Pauli:

α. η (I) β. η (II) γ. η (III) δ. η (IV).

31. Από τους ακόλουθους συμβολισμούς (I) έως (IV):



παριστάνει τη δομή της εξωτερικής στιβάδας του ατόμου του φωσφόρου

($Z = 15$) στη θεμελιώδη κατάσταση:

α. η (I) β. η (II) γ. η (III) δ. η (IV) ε. καμία.

32. Ποια από τις επόμενες ηλεκτρονιακές δομές αντιστοιχεί σε ένα ουδέτερο άτομο φθορίου (${}_{9}\text{F}$) σε διεγερμένη κατάσταση;

α. $1s^2 2s^2 2p^5$ γ. $1s^2 2s^1 2p^6$

β. $1s^2 2s^2 2p^6$ δ. $1s^1 2s^1 2p^7$.

33. Από τις ηλεκτρονιακές δομές:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (I)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (II)

$1s^2 2s^2 2p^6$ (III)

$1s^2 2s^2 2p^5$ (IV)

$1s^2 2s^2 2p^4$ (V)

αποτελούν τις δομές του ιόντος ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$ και του ιόντος ${}_{9}\text{F}^{1-}$ στη

θεμελιώδη κατάσταση:

α. οι (I) και (IV) αντίστοιχα

β. η (III)

γ. οι (II) και (V) αντίστοιχα

δ. οι (III) και (V) αντίστοιχα.

34. Ένα στοιχείο ανήκει στην 3^η περίοδο του Π.Π. όταν:
- α. ο ατομικός του αριθμός είναι μεγαλύτερος από 10
 - β. διαθέτει τρία ηλεκτρόνια στην εξωτερική του στιβάδα
 - γ. είναι συμπληρωμένη η τρίτη ηλεκτρονιακή του στιβάδα
 - δ. η εξωτερική του στιβάδα είναι η M.
35. Το στοιχείο Al ($Z = 13$) ανήκει:
- α. στη 2^η περίοδο και στην 3^η ομάδα του Π.Π.
 - β. στην 3^η περίοδο και στην 13^η ομάδα του Π.Π.
 - γ. στην 3^η περίοδο και στην III_B ομάδα του Π.Π.
 - δ. στη 2^η περίοδο και στην III_A ομάδα του Π.Π.
36. Ένα χημικό στοιχείο ανήκει στον τομέα p του Π.Π. όταν:
- α. έχει συμπληρωμένες τις υποστιβάδες p
 - β. έχει τουλάχιστον ένα ηλεκτρόνιο σε p ατομικό τροχιακό
 - γ. τα ηλεκτρόνιά του με την περισσότερη ενέργεια βρίσκονται σε p-τροχιακό
 - δ. όλα τα p-τροχιακά του είναι ασυμπλήρωτα.
37. Το στοιχείο με ηλεκτρονιακή δομή $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ ανήκει:
- α. στην 4^η περίοδο και στην 5^η ομάδα του Π.Π.
 - β. στην 4^η περίοδο και στην 17^η ομάδα του Π.Π.
 - γ. στην 5^η περίοδο και στην 4^η ομάδα του Π.Π.
 - δ. στην 7^η περίοδο και στην 5^η ομάδα του Π.Π.

38. Η $1^{\text{η}}$ (I_A) ομάδα του Π.Π.

i) περιλαμβάνει:

- α. οκτώ στοιχεία γ. δεκατρία στοιχεία
β. επτά στοιχεία δ. δεκατέσσερα στοιχεία

ii) η εξωτερική στιβάδα των οποίων έχει δομή:

- α. ns^1 γ. ns^1 ή ns^2
β. ns^2 δ. ns^1 ή np^1 ή nd^1 .

39. Το στοιχείο με το μικρότερο ατομικό αριθμό του τομέα d του Περιοδικού Πίνακα είναι:

- α. το ${}_{21}\text{Sc}$ γ. ο ${}_{30}\text{Zn}$
β. το ${}_{19}\text{K}$ δ. κανένα από τα τρία παραπάνω στοιχεία.

40. Ο τομέας s του Π.Π.

i) περιλαμβάνει:

- α. οκτώ στοιχεία γ. δεκατρία στοιχεία
β. επτά στοιχεία δ. δεκατέσσερα στοιχεία.

ii) η εξωτερική στιβάδα των οποίων έχει δομή:

- α. ns^1 γ. ns^1 ή ns^2
β. ns^2 δ. $1s^1$ ή $2s^2$.

41. Τα στοιχεία του τομέα d του Π.Π. είναι τοποθετημένα σε:

- α. τέσσερις περιόδους και οκτώ ομάδες
β. οκτώ περιόδους και τέσσερις ομάδες

γ. επτά περιόδους και δέκα ομάδες

δ. τέσσερις περιόδους και δέκα ομάδες.

42. Τα στοιχεία με δομή εξωτερικής στιβάδας ns^2, np^6

i) ανήκουν στην ομάδα:

α. των αλκαλίων (1^{η}) γ. των ευγενών αερίων (18^{η})

β. των αλκαλικών γαιών (2^{η}) δ. του οξυγόνου (16^{η})

ii) και είναι συνολικά:

α. οκτώ β. έξι γ. πέντε δ. επτά.

43. Από τα στοιχεία K ($Z = 19$), Ti ($Z = 22$), Cu ($Z = 29$) και As ($Z =$

33) ανήκουν στα στοιχεία μεταπτώσεως:

α. το Ti, ο Cu και το As γ. ο Cu και το As

β. το Ti και ο Cu δ. όλα.

44. Η αιτία της δημιουργίας των χημικών δεσμών είναι:

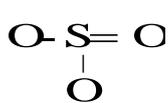
α. η τάση των στοιχείων να μεταπίπτουν σε σταθερότερη κατάσταση με λιγότερη ενέργεια

β. η τάση των στοιχείων να σχηματίζουν χημικές ενώσεις

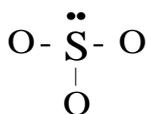
γ. η αστάθεια κάθε συστήματος που αποτελείται από μεμονωμένα άτομα

δ. η τάση των στοιχείων να συμπληρώνουν όλα τα τροχιακά της εξωτερικής τους στιβάδας.

45. Ο ηλεκτρονιακός τύπος του SO_3 είναι:



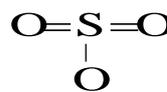
α.



β.



γ.



δ.

1.2 Ερωτήσεις αντιστοίχησης

1. Γράψτε όλες τις δυνατές τετράδες τιμών των τεσσάρων κβαντικών αριθμών για τα ηλεκτρόνια των στιβάδων L και M.
2. Αντιστοιχήστε το κάθε ατομικό τροχιακό της στήλης (II) με μία από τις τιμές του αζιμουθιακού κβαντικού αριθμού της στήλης (I), καθώς και με μία από τις τιμές του κύριου κβαντικού αριθμού της στήλης (III).

(I)	(II)	(III)
τιμή l	ατομικό τροχιακό	τιμή n
A.0	1. 2p	α. 1
B.1	2. 5f	β. 2
Γ.2	3. 3s	γ. 3
Δ.3	4. 1s	δ. 4
Ε.4	5. 3d	ε. 5

3. Οι αριθμοί της στήλης (I) αποτελούν μία τετράδα τιμών των κβαντικών αριθμών ενός ηλεκτρονίου. Αντιστοιχήστε τον κάθε κβαντικό αριθμό της στήλης (II) με μία από τις τιμές που μπορεί

να πάρει (στήλη I), καθώς και με την πληροφορία που μας παρέχει και η οποία αναφέρεται στη στήλη (III).

(I)	(II)	(III)
τιμή κβαντικού αριθμού	είδος κβαντικού αριθμού	τι καθορίζει
A. -2	1. l	α. προσανατολισμός ατομικού τροχιακού
B. $-1/2$	2. m_l	β. σχήμα ατομικού τροχιακού
Γ. 2	3. n	γ. φορά ιδιοπεριστροφής ηλεκτρονίου
Δ. 3	4. m_s	δ. μέγεθος ατομικού τροχιακού

4. Βάλτε σε κάθε κενό ορθογώνιο του παρακάτω πίνακα έναν από τους αριθμούς 2, 4, 6, 8, 10, 14 που εκφράζει το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων που μπορεί να περιέχονται στην αντίστοιχη στιβάδα, υποστιβάδα, ατομικό τροχιακό ή άτομο.

	στιβάδ α L	υποστιβ άδα p	υποστιβ άδα s	τροχιακό d	άτομο με 2 στιβάδες	άτομο με 2 υποστιβάδες
μέγιστο ς αριθμό ς e						

5. Αντιστοιχήστε την κάθε τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού της στήλης (II) με τον αριθμό της στήλης (I) που εκφράζει το πλήθος των ατομικών τροχιακών, καθώς και με τον αριθμό της στήλης (III) που εκφράζει το πλήθος των υποφλοιών.

(I)	(II)	(III)
αριθμός ατομικών τροχιακών	τιμή n	αριθμός υποφλοιών
A. 3	1. 2	α. 1
B. 4	2. 3	β. 2

8. Δίπλα από το κάθε στοιχείο της στήλης (II) αναγράφεται η κατανομή των ηλεκτρονίων του στη θεμελιώδη κατάσταση. Αντιστοιχήστε το κάθε στοιχείο της στήλης (II) με την περίοδο (στήλη I) και με την ομάδα (στήλη III) του Π.Π. στις οποίες αυτό ανήκει.

(I)	(II)	(III)
περίοδος Π.Π.	στοιχείο - κατανομή e	ομάδα Π.Π.
A. 1 ⁿ	1. Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	α. 1 ⁿ
B. 2 ⁿ	2. He $1s^2$	β. 2 ⁿ
Γ. 3 ⁿ	3. Ti $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	γ. 3 ⁿ
Δ. 4 ⁿ	4. J $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^5$	δ. 4 ⁿ
E. 5 ⁿ		ε. 17 ⁿ
		ζ. 18 ⁿ

9. Να αντιστοιχήσετε το κάθε στοιχείο της στήλης (I) για το οποίο δίνεται μέσα στην παρένθεση μία πληροφορία, με μία από τις ηλεκτρονιακές δομές της στήλης (II).

(I)	(II)
στοιχείο - πληροφορία	ηλεκτρονιακή δομή
A. K (αλκάλιο)	1. $[Rh] 7s^2$
B. Ar (ευγενές αέριο)	2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Γ. Zr (ανήκει στον τομέα d του Π.Π.)	3. $[Kr] 4d^2 5s^2$
Δ. Ga (ανήκει στην 13 ⁿ ομάδα του Π.Π.)	4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
E. Ra (ανήκει στην 2 ⁿ ομάδα του Π.Π.)	5. $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1$

1.3 Ερωτήσεις διάταξης

1. Κατά τις μεταπτώσεις $M \rightarrow K$, $N \rightarrow M$, $M \rightarrow L$, $L \rightarrow K$, $N \rightarrow K$ του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου εκπέμπονται ακτινοβολίες με συχνότητες

$$f_1 = \alpha \text{ Hz}, f_2 = \beta \text{ Hz}, f_3 = \gamma \text{ Hz}, f_4 = \delta \text{ Hz}, f_5 = \varepsilon \text{ Hz}$$

και μήκη κύματος

$$\lambda_1 = \varphi \text{ nm}, \lambda_2 = \chi \text{ nm}, \lambda_3 = \psi \text{ nm}, \lambda_4 = \omega \text{ nm}, \lambda_5 = z \text{ nm} \text{ αντίστοιχα.}$$

Να διατάξετε: i) τους αριθμούς $\alpha, \beta, \gamma, \delta$ και ε κατ' αύξουσα σειρά

ii) τους αριθμούς $\varphi, \chi, \psi, \omega$ και z κατ' αύξουσα σειρά.

2. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορεί να έχει ένα άτομο και τα οποία χαρακτηρίζονται από τους κβαντικούς αριθμούς:

$$\alpha) n = 2 \quad \beta) n = 3, m_l = 1 \quad \gamma) n = 4, l = 1 \quad \delta) n = 1, m_s = 1/2 \quad \varepsilon) n = 3, l = 2$$

είναι αντίστοιχα $\varphi, \chi, \psi, \omega$ και z .

Να διατάξετε τους αριθμούς $\varphi, \chi, \psi, \omega$ και z κατ' αύξουσα σειρά.

3. Να διατάξετε τις υποστιβάδες $3d, 2p, 5s, 4p, 5f, 3p, 4d, 4s$ και $2s$ κατά σειρά αυξανόμενης ενέργειας.

4. Ο μέγιστος αριθμός των ηλεκτρονίων ενός πολυηλεκτρονικού ατόμου που έχουν τους κβαντικούς αριθμούς:

$$\begin{array}{ll} \text{i) } n = 3 \text{ και } l = 2 \text{ είναι } \alpha & \text{ii) } n = 2 \text{ και } l = 2 \text{ είναι } \beta \\ \text{iii) } n = 4 \text{ και } l = 1 \text{ είναι } \gamma & \text{iv) } n = 1 \text{ και } m_l = 0 \text{ είναι } \delta \end{array}$$

v) $n = 2$ και $m_s = +1/2$ είναι ε vi) $n = 3$, $m_l = -2$ και $m_s = -1/2$ είναι ζ.

Να διατάξετε τους αριθμούς α, β, γ, δ, ε και ζ κατ' αύξουσα σειρά.

5. Δίνονται τα χημικά στοιχεία Σ_1 ($Z = 21$), Σ_2 ($Z = 11$), Σ_3 ($Z = 15$), Σ_4 ($Z = 31$), Σ_5 ($Z = 17$), Σ_6 ($Z = 8$).

Να διατάξετε τα στοιχεία Σ_1 , Σ_2 , Σ_3 , Σ_4 , Σ_5 και Σ_6 κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού ηλεκτρονίων που περιέχουν τα άτομά τους στη στιβάδα σθένους.

6. Να διατάξετε τα στοιχεία ${}_{25}\text{Mn}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{7}\text{N}$, ${}_{14}\text{Si}$ και ${}_{18}\text{Ar}$ κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού μονήρων ηλεκτρονίων που περιέχονται στα άτομά τους σε θεμελιώδη κατάσταση.

7. Να διατάξετε τα στοιχεία ${}_{16}\text{S}$, ${}_{10}\text{Ne}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{35}\text{Br}$ και ${}_{19}\text{K}$ κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού ηλεκτρονιακών ζευγών που περιέχονται στη στιβάδα σθένους των ατόμων τους.

8. Γνωρίζοντας ότι ο Περιοδικός Πίνακας έχει 18 ομάδες να διατάξετε τα στοιχεία Σ_1 ($Z=21$), Σ_2 ($Z=8$), Σ_3 ($Z=36$), Σ_4 ($Z=15$), Σ_5 ($Z=37$) και Σ_6 ($Z = 31$) κατά σειρά αυξανόμενης τάξης της ομάδας του Π.Π. στην οποία ανήκουν.

1.4 Ερωτήσεις τύπου «σωστό - λάθος» με αιτιολόγηση

Εξηγήστε αν ισχύουν οι προτάσεις που ακολουθούν. Να αναφέρετε ένα σχετικό παράδειγμα, όπου το κρίνετε σκόπιμο.

1. Σύμφωνα με το ατομικό πρότυπο του Bohr το ηλεκτρόνιο διαγράφει κυκλικές ή και ελλειπτικές τροχιές.
2. Σύμφωνα με τη θεωρία Planck η ενέργεια μιας ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας δίνεται από τη σχέση: $E = h \cdot f$.
3. Η σταθερά δράσεως του Planck έχει την τιμή $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}$.
4. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από τη στιβάδα M στη στιβάδα L εκπέμπεται ηλεκτρομαγνητική ακτινοβολία ορισμένης συχνότητας.
5. Κατά τη μετάπτωση $M \rightarrow K$ του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου εκπέμπεται ακτινοβολία μικρότερου μήκους κύματος σε σχέση με αυτή που εκπέμπεται κατά τη μετάπτωση $M \rightarrow L$.
6. Σύμφωνα με τη θεωρία του Bohr όταν ο κύριος κβαντικός αριθμός n του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου διπλασιάζεται, η αριθμητική τιμή της ενέργειας E του ηλεκτρονίου υποδιπλασιάζεται.
7. Στη θεμελιώδη του κατάσταση το άτομο του υδρογόνου χαρακτηρίζεται από την ελάχιστη ενέργεια.
8. Το ηλεκτρόνιο συμπεριφέρεται και ως κύμα μόνο όταν κινείται.
9. Η αρχή της αβεβαιότητας αμφισβητεί τον κυματοσωματιδιακό δυϊσμό του ηλεκτρονίου.

10. Στις τιμές $n = 2$ και $l = 0$ των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών αντιστοιχεί ένα μόνο ατομικό τροχιακό.
11. Στο άτομο του αζώτου ($Z = 7$) περιέχονται στη θεμελιώδη του κατάσταση τρία ασύζευκτα ηλεκτρόνια.
12. Το πλήθος των s υποστιβάδων σε ένα άτομο (είτε περιέχουν ηλεκτρόνια είτε όχι) είναι αριθμητικά μεγαλύτερο από τον αριθμό των υποστιβάδων p .
13. Το πλήθος των s τροχιακών σε ένα άτομο (συμπληρωμένων, ημισυμπληρωμένων ή κενών) είναι αριθμητικά μεγαλύτερο από το πλήθος των p τροχιακών.
14. Δεν είναι ποτέ δυνατό το μοναδικό ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου να βρεθεί στην υποστιβάδα $2s$ ή $2p$.
15. Στη θεμελιώδη κατάσταση το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου είναι δυνατό να βρεθεί έξω από το χώρο ο οποίος ορίζεται ως $1s$ ατομικό τροχιακό.
16. Οι υποστιβάδες $3p$ και $4s$ είναι ενεργειακά ισοδύναμες.
17. Η ηλεκτρονιακή δομή για το άτομο του Βηρυλλίου ($Z = 4$) στη θεμελιώδη του κατάσταση είναι: $1s^2 \quad 2s^2$
 $(\uparrow\uparrow) \quad (\uparrow\uparrow),$
σύμφωνα με τον κανόνα του Hund.
18. Η δεύτερη περίοδος του Περιοδικού Πίνακα περιλαμβάνει οκτώ στοιχεία.
19. Ένα χημικό στοιχείο ανήκει στον τομέα s του Π.Π. όταν είναι συμπληρωμένες όλες οι υποστιβάδες του.

20. Τα στοιχεία του τομέα p του Π.Π. κατανέμονται σε 6 ομάδες.
21. Όλα τα ευγενή αέρια έχουν δομή εξωτερικής στιβάδας $s^2 p^6$.
22. Αν το άτομο ενός στοιχείου Σ διαθέτει στη στιβάδα σθένους ένα μόνο ηλεκτρονιακό ζεύγος, τότε το στοιχείο Σ ανήκει στον s τομέα του Π.Π.
23. Το στοιχείο Σ με ηλεκτρονιακή δομή $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ έχει ατομικό αριθμό 17.
24. Ο σίδηρος ($Z = 26$) ανήκει στον τομέα d του Π.Π.
25. Στον ηλεκτρονιακό τύπο του οξυχλωριούχου φωσφόρου (POCl_3) το κεντρικό άτομο είναι το άτομο του οξυγόνου.
26. Στο ιόν H_2^+ η φύση του δεσμού είναι ηλεκτροστατική.

1.5 Ερωτήσεις συμπλήρωσης

1. Σύμφωνα με τη θεωρία του Bohr το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου διαγράφει τροχιές με τον πυρήνα καθορισμένης και ενέργειας.

2. Κατά τον Planck το κάθε κβάντο ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας μεταφέρει ενέργεια που δίνεται από τη σχέση, όπου h η η οποία μετράται σε και f η

3. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από μία ενεργειακή κατάσταση $E_{\text{αρχ}}$. Σε μία ενεργειακή κατάσταση $E_{\text{τελ}}$ εκπέμπεται της οποίας η συχνότητα f δίνεται από τη σχέση

4. Η ενέργεια του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου παίρνει την ελάχιστη τιμή της όταν ο κβαντικός αριθμός έχει την τιμή Η κατάσταση αυτή ονομάζεται, ενώ κάθε άλλη ενεργειακή κατάσταση ονομάζεται

5. Σύμφωνα με τη θεωρία de Broglie κάθε συμπεριφέρεται και ως κύμα με μήκος $\lambda =$

6. Ο ταυτόχρονος προσδιορισμός και ενός ηλεκτρονίου είναι αδύνατος, σύμφωνα με την που διατυπώθηκε από τον

7. Για την τιμή $n = 2$ του κύριου κβαντικού αριθμού ο αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός μπορεί να πάρει συνολικά τις τιμές, ενώ οι δυνατές τιμές του μαγνητικού κβαντικού αριθμού για $n = 3$ είναι

8. Το μέγεθος, το σχήμα και ενός ατομικού τροχιακού καθορίζονται από τρεις παραμέτρους που ονομάζονται

αντίστοιχα , και
.....

9. Οι συνδυασμοί τιμών των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών $n = 3, l = 1$ και $n = 4, l = 3$ χαρακτηρίζουν αντίστοιχα τα ατομικά τροχιακά
..... και

10. Ο τέταρτος κβαντικός αριθμός ονομάζεται και
..... , παίρνει τις τιμές.....και
εκφράζει.....

11. Μία υποστιβάδα p αποτελείται από ατομικά τροχιακά τα
οποία έχουν διαφορετικούς προσανατολισμούς, που
καθορίζονται από τις τιμές του κβαντικού
αριθμού.

12. Η ηλεκτρονιακή κατανομή κατά υποστιβάδες στο άτομο του Li ($Z = 3$) είναι Η κατανομή αυτή συμφωνεί με την αρχή
.....

13. Η τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού καθορίζει την
..... δύναμη μεταξύ , ενώ η τιμή του

δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού καθορίζει την δύναμη που ασκείται στα ηλεκτρόνια από

14. Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων για τις υποστιβάδες $1s$, $2p$, $3d$ και $4f$ είναι αντίστοιχα,, και

15. Το κάθε ατομικό τροχιακό μπορεί να περιέχει από μέχρι ηλεκτρόνια.

16. Οι στιβάδες K, L, M και N:

α) αποτελούνται αντίστοιχα από,, και υποστιβάδες

β) αποτελούνται αντίστοιχα από,, και ατομικά τροχιακά.

γ) μπορεί να περιέχουν αντίστοιχα μέχρι,, και ηλεκτρόνια.

17. Κριτήριο για τη σύγκριση των ενεργειών δύο υποστιβάδων είναι η τιμή του αθροίσματος των κβαντικών αριθμών. Αν για δύο υποστιβάδες, όπως π.χ. για την και την, το άθροισμα αυτό έχει την ίδια τιμή, τότε από τη μικρότερη ενέργεια χαρακτηρίζεται η υποστιβάδα εκείνη με τη τιμή του

18. Η ηλεκτρονιακή κατανομή κατά ατομικά τροχιακά στο άτομο του αζώτου ($Z = 7$) σύμφωνα με τον κανόνα του Hund είναι η και όχι η

19. Η τρίτη περίοδος του Περιοδικού Πίνακα περιλαμβάνει συνολικά στοιχεία των οποίων τα άτομα στη θεμελιώδη κατάσταση περιέχουν ηλεκτρόνια στην υποστιβάδα ή στις υποστιβάδες

20. Η 18^η ομάδα του Περιοδικού Πίνακα περιλαμβάνει συνολικά στοιχεία τα οποία ονομάζονται και ανήκουν στον τομέα Η ηλεκτρονιακή δομή της εξωτερικής τους στιβάδας είναι εκτός από το για το οποίο είναι

21. Οι τομείς s και αποτελούν τις ομάδες, ενώ οι τομείς αποτελούν τις ομάδες του Π.Π.

22. Ο τομέας f του Π.Π. περιλαμβάνει σειρές στοιχείων οι οποίες ανήκουν στην και στην περίοδο του Π.Π.

23. Συμπληρώστε τα διάστικτα στον παρακάτω πίνακα:

Σύμβολο και ατομικός αριθμός στοιχείου	Κατανομή ηλεκτρονίων στιβάδας σθένους	Περίοδος του Π.Π.	Ομάδα του Π.Π.	Τομέας του Π.Π.
Ca , (Z = 20)
Si , (Z =)	3s ² 3p ²
As , (Z =)	4 ⁿ	15 ⁿ
..... , (Z =)s ¹	1 ⁿ
Sc , (Z =)	4s ²	3 ⁿ	d

24. Ο τομέας f του Π.Π. περιλαμβάνει συνολικά στοιχεία, τα οποία είναι τοποθετημένα σε περιόδους. Τα στοιχεία του τομέα f της περιόδου ανήκουν στις , ενώ αυτά που ανήκουν στην περίοδο υπάγονται στις

25. Οι ομάδες (τομέας s), καθώς και οι ομάδες (τομέας) αποτελούν τις κύριες ομάδες του Π.Π.

26. Η δεύτερη περίοδος του Π.Π. περιλαμβάνει τα στοιχεία με ατομικούς αριθμούς από έως , τα οποία ανήκουν στους τομείς και

27. Κατά την αναζήτηση κατά Lewis των ηλεκτρονικών τύπων των ενώσεων CH_4O , CHCl_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 και HClO_2 θεωρούμε ως κεντρικό άτομο αντίστοιχα το άτομο του , του , του , του , και του
28. Στο μόριο του SO_3 το ένα από τα τρία άτομα οξυγόνου έχει κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων με το άτομο του και μη δεσμικά (ασύζευκτα), ενώ το καθένα από τα υπόλοιπα δύο άτομα οξυγόνου έχει μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων.
29. Τα ηλεκτρόνια ενός ομοιοπολικού δεσμού έχουν spin με αποτέλεσμα να μη δημιουργούν

1.6 Ερωτήσεις σύντομης απάντησης

1. Κατά τη μετάπτωση ενός ηλεκτρονίου από μία ενεργειακή στάθμη E_2 σε μία άλλη E_1 εκπέμπεται ακτινοβολία με μήκος κύματος λ . Γράψτε τη σχέση που συνδέει τα μεγέθη E_1 , E_2 και λ και χαρακτηρίστε τις σταθερές που υπεισέρχονται στη σχέση αυτή.
2. Όταν το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση έχει ενέργεια κατά Bohr ίση με $-2,18 \cdot 10^{-18}$ J. Γράψτε τις τιμές που θα έχει η ενέργεια αυτού του ηλεκτρονίου κατά τη διέγερσή του στις στιβάδες L και M, καθώς και όταν αυτό έχει αποσπαστεί από το άτομο.

3. Διατυπώστε την αρχή της αβεβαιότητας του Heisenberg.
4. Ποιες υποστιβάδες και πόσα ατομικά τροχιακά αντιστοιχούν στην τιμή $n = 2$ του κυρίου κβαντικού αριθμού;
5. Πόσα το πολύ ηλεκτρόνια ενός ατόμου χαρακτηρίζονται από τις τιμές $n = 3$ και $l = 1$ των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών.
6. Ποια και πόσα συμπληρωμένα ή ημισυμπληρωμένα ατομικά τροχιακά στο άτομο του οξυγόνου ($Z = 8$) έχουν: α) το ίδιο σχήμα και διαφορετικό μέγεθος β) το ίδιο σχήμα και το ίδιο μέγεθος.
7. Διατυπώστε τον κανόνα από τον οποίο προκύπτει ότι το άθροισμα των κβαντικών αριθμών του sp^n για όλα τα ηλεκτρόνια στο άτομο του άνθρακα ($Z = 6$) είναι ίσο με 1.
8. Να αναφέρετε ένα ατομικό τροχιακό στο οποίο μπορεί να βρεθεί το ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου όταν βρίσκεται σε διεγερμένη κατάσταση. Να συγκρίνετε τις ενέργειες του ηλεκτρονίου αυτού στη θεμελιώδη και στη διεγερμένη κατάσταση.
9. Να αναφέρετε δύο διαφορές μεταξύ του $2s$ και των $2p$ ατομικών τροχιακών.

9. Κάντε την κατανομή των ηλεκτρονίων κατά υποστιβάδες στο άτομο του Br ($Z = 35$) και βρείτε τον αριθμό των ηλεκτρονίων σθένους στο άτομο αυτού του στοιχείου.
11. Κάντε την κατανομή των ηλεκτρονίων κατά ατομικά τροχιακά στο άτομο του Cr ($Z = 24$) και βρείτε πόσα μονήρη ηλεκτρόνια περιέχονται στο άτομο αυτού του στοιχείου.
12. Υπολογίστε τον αριθμό των συμπληρωμένων και των ημισυμπληρωμένων ατομικών τροχιακών που περιέχονται στο άτομο του As ($Z = 33$) στη θεμελιώδη του κατάσταση.
13. Γράψτε τη δομή των ηλεκτρονίων της στιβάδας σθένους για το δεύτερο και για το τέταρτο ευγενές αέριο.
14. Με ποιο κριτήριο ένα στοιχείο κατατάσσεται στον τομέα s του Π.Π.;
15. Γράψτε το σύνολο των υποστιβάδων στις οποίες είναι δυνατό να περιέχονται ηλεκτρόνια (θεμελιώδης κατάσταση) για ένα στοιχείο που ανήκει στην 4^η περίοδο του Περιοδικού Πίνακα.
16. Ποια ομοιότητα εμφανίζουν ως προς τη δομή τους τα στοιχεία που ανήκουν στην 17^η ομάδα του Π.Π.;

17. Πόσα στοιχεία συμπεριλαμβάνονται στη σειρά του λανθανίου και πόσα απ' αυτά ανήκουν στον τομέα f του Π.Π.;
18. Για ποιο λόγο δεν υπάρχουν στη φύση στοιχεία με ατομικό αριθμό μεγαλύτερο του 92;
19. Ποιες ομάδες αποτελούν τον τομέα d του Π.Π.; Γράψτε την ηλεκτρονιακή δομή ενός στοιχείου Σ που ανήκει στον τομέα d και βρείτε την ομάδα του Π.Π. στην οποία ανήκει αυτό το στοιχείο.
20. Ποιες από τις 18 ομάδες του Π.Π. χαρακτηρίζονται ως κύριες και σε ποιους τομείς ανήκουν οι ομάδες αυτές;
21. Γράψτε τον ατομικό αριθμό ενός στοιχείου που ανήκει σε μία από τις δευτερεύουσες ομάδες του Π.Π. και βρείτε στη συνέχεια τον τομέα του Π.Π. στον οποίο ανήκει αυτό το στοιχείο.
22. Πόσα στοιχεία περιλαμβάνει η 6^η περίοδος του Π.Π. και πώς κατανέμονται αυτά στους τέσσερις τομείς;
23. Τι κοινό εμφανίζει η ηλεκτρονιακή δομή των στοιχείων, σύμφωνα με τη θεωρία του Lewis, όταν αυτά σχηματίσουν χημικές ενώσεις; Ποια είναι η αιτία απόκτησης της κοινής αυτής ηλεκτρονιακής δομής για τα στοιχεία και με ποιους τρόπους επιτυγχάνεται;

24. Πόσα κοινά και πόσα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων περιέχονται στο μόριο του HCl; Το υδρογόνο έχει ατομικό αριθμό 1 και το χλώριο 17.
25. Γράψτε τους ηλεκτρονικούς τύπους κατά Lewis του HClO και του HClO₃. Το υδρογόνο έχει ατομικό αριθμό 1, το χλώριο 17 και το οξυγόνο 8.
26. Εξηγήστε γιατί οι ηλεκτρονικοί τύποι B(-F)₃ και P(-Cl)₅ δεν συμφωνούν με τη θεωρία του Lewis.
27. Τι ονομάζουμε επικάλυψη ατομικών τροχιακών και τι δημιουργείται από την επικάλυψη αυτή;

1.7 Ερωτήσεις ανάπτυξης

1. Πώς εξηγούνται τα γραμμικά φάσματα εκπομπής των στοιχείων με βάση το ατομικό πρότυπο του Bohr και τη κβαντική αντίληψη του φωτός;
2. Ποιο φαινόμενο σχετικό με τα φάσματα εκπομπής των στοιχείων ερμηνεύεται με την αποδοχή του ατομικού προτύπου του Bohr και με βάση ποιους συλλογισμούς καταλήγουμε στο συμπέρασμα ότι το ατομικό πρότυπο του Bohr δεν μπορεί να είναι σταθερό;

3. Με βάση ποιες σύγχρονες επιστημονικές αντιλήψεις αιτιολογείται ο όρος «κυματοσωματιδιακός δυισμός»; Τι εννοούμε λέγοντας ότι το φωτόνιο και το ηλεκτρόνιο έχουν διπλή υπόσταση;
4. Εξετάστε πόσα ηλεκτρόνια στο άτομο του βορίου ($Z = 5$) χαρακτηρίζονται από την τιμή $m_s = +1/2$ του κβαντικού αριθμού του spin; Ποιες είναι οι τιμές των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών για το καθένα απ' αυτά τα ηλεκτρόνια;
5. Εξηγήστε το λόγο για τον οποίο για τον καθορισμό ενός s ατομικού τροχιακού απαιτείται η γνώση δύο κβαντικών αριθμών, ενώ για τον καθορισμό κάθε άλλου ατομικού τροχιακού πρέπει να γνωρίζουμε την τιμή και ενός τρίτου κβαντικού αριθμού. Δώστε ένα σχετικό παράδειγμα.
6. Διατυπώστε την απαγορευτική αρχή του Pauli και εφαρμόστε την αρχή αυτή προκειμένου να υπολογίσετε το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων στη στιβάδα L ενός ατόμου.
7. Ποιος είναι ο μέγιστος αριθμός μονήρων ηλεκτρονίων που μπορεί να υπάρχουν στην υποστιβάδα $2p$ ενός ατόμου; Διατυπώστε τον κανόνα με βάση τον οποίο προσδιορίζεται ο αριθμός αυτός και δείξτε ότι υπάρχει ένα μόνο στοιχείο τα άτομα του οποίου είναι δυνατό να έχουν το μέγιστο αριθμό μονήρων ηλεκτρονίων στην

υποστιβάδα $2p$, υπολογίζοντας τον ατομικό αριθμό αυτού του στοιχείου.

8. Να αναφέρετε τι κοινό εμφανίζουν ως προς την ηλεκτρονιακή τους δομή:
- α) τα στοιχεία του τομέα d του Π.Π.
 - β) τα στοιχεία της $13^{\text{ης}}$ ομάδας του Π.Π.
 - γ) τα στοιχεία της $4^{\text{ης}}$ περιόδου του Π.Π.
9. Μελετήστε τον Π.Π. και εξετάστε σε πόσες περιόδους και σε πόσες ομάδες κατανέμονται τα στοιχεία των τομέων s και p . Εξηγήστε τους λόγους αυτών των κατανομών.
10. Πόσα ηλεκτρόνια έχουν στη στιβάδα σθένους τα στοιχεία της $2^{\text{ης}}$, της $13^{\text{ης}}$ και της $18^{\text{ης}}$ ομάδας του Π.Π. και πώς κατανέμονται αυτά τα ηλεκτρόνια σε υποστιβάδες; Βρείτε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων που ανήκουν στις τρεις παραπάνω ομάδες και στην $3^{\text{η}}$ περίοδο του Π.Π.
12. Γράψτε τον ηλεκτρονικό τύπο κατά Lewis του ανθρακικού οξέος (H_2CO_3) και εξηγήστε τα στάδια που ακολουθήσατε για την εύρεσή του.
- Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων: C: 6, H: 1, O: 8.

13. Πώς προκύπτει το κοινό ηλεκτρονιακό ζεύγος στο μόριο του HCl και που οφείλεται η σταθερότητα αυτού; Πώς ονομάζεται ο χώρος στον οποίο κινείται το κοινό αυτό ηλεκτρονιακό ζεύγος και πώς προκύπτει;

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων: Cl: 17, H: 1.

1.8 Ασκήσεις προβλήματα

1. Όταν το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου βρίσκεται στις στιβάδες K, L και M έχει ενέργεια κατά Bohr E_1 , E_2 και E_3 αντίστοιχα.

α) Υπολογίστε τις τιμές των λόγων $\frac{E_2}{E_1}$ και $\frac{E_3}{E_2}$.

β) Αν $E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18}$ J, υπολογίστε την απαιτούμενη ενέργεια για τη διέγερση του ηλεκτρονίου από τη θεμελιώδη κατάσταση στην ηλεκτρονιακή στιβάδα M.

2. Κατά τις αποδιεγέρσεις του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου $L \rightarrow K$, $M \rightarrow L$ και $M \rightarrow K$ εκπέμπονται ακτινοβολίες των οποίων οι συχνότητες κατά Bohr είναι αντίστοιχα f_1 , f_2 και f_3 .

α) Δείξτε ότι ισχύει: $f_1 + f_2 = f_3$.

β) Υπολογίστε την τιμή του λόγου $\frac{f_1}{f_2}$.

3. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου από τη στιβάδα με κύριο κβαντικό αριθμό n στην αμέσως προηγούμενη της στιβάδα εκπέμπεται ακτινοβολία συχνότητας f και μήκους κύματος λ . Εξετάστε πώς μεταβάλλονται τα μεγέθη (αυξάνονται ή μειώνονται) f και λ όταν αυξάνεται η τιμή του n .
4. Υπολογίστε την ενέργεια ενός φωτονίου της υπέρυθρης ακτινοβολίας συχνότητας $1,2 \cdot 10^8$ kHz, καθώς και την ενέργεια ενός φωτονίου της υπεριώδους ακτινοβολίας μήκους κύματος $4 \cdot 10^{-2}$ μm . Δίνονται η ταχύτητα του φωτός $c = 3 \cdot 10^8$ m/s και η σταθερά του Planck $h = 6,6 \cdot 10^{-34}$ J.s.
5. Ένα άτομο υδρογόνου που βρίσκεται στη θεμελιώδη ενεργειακή κατάσταση απορροφά ένα φωτόνιο μήκους κύματος 97,2nm. Στη συνέχεια εκπέμπει ένα φωτόνιο μήκους κύματος $\lambda_1 = 486$ nm και τελικά επανέρχεται στη θεμελιώδη κατάσταση εκπέμποντας ένα ακόμη φωτόνιο μήκους κύματος λ_2 .
- α) Πόσες γραμμές έχει το φάσμα εκπομπής που αντιστοιχεί σ' αυτές τις μεταπτώσεις και ποιες είναι οι συχνότητες των αντίστοιχων ακτινοβολιών;
- β) Σε ποιες στιβάδες βρέθηκε το ηλεκτρόνιο κατά τη διέγερση και την αποδιέγερσή του;

Δίνονται: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, ταχύτητα του φωτός $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ και η ενέργεια του ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου στη θεμελιώδη κατάσταση. $E = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

6. Το ηλεκτρόνιο ενός ατόμου υδρογόνου που βρίσκεται στη στιβάδα Χ (διεγερμένη κατάσταση) μεταπίπτει στη στιβάδα Μ ($n = 3$) εκπέμποντας ακτινοβολία μήκους κύματος $\lambda = 1,09 \cdot 10^{-6} \text{ m}$.

Υπολογίστε:

α) τη συχνότητα της ακτινοβολίας που εκπέμπεται κατά τη μετάπτωση αυτή

β) την ενεργειακή διαφορά μεταξύ των στιβάδων Χ και Μ

γ) τον κύριο κβαντικό αριθμό της στιβάδας Χ.

Δίνονται: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, ταχύτητα του φωτός $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

7. Αποδεχόμενοι τη θεωρία του Bohr καταλήγουμε στο συμπέρασμα ότι η ταχύτητα περιστροφής του ηλεκτρονίου γύρω από τον πυρήνα στο άτομο του υδρογόνου είναι αντιστρόφως ανάλογη της τιμής του κύριου κβαντικού αριθμού και ακόμη ότι η τιμή αυτής στη θεμελιώδη κατάσταση είναι $v = 2,18 \cdot 10^6 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, υπολογίστε:

α) την ταχύτητα περιστροφής του ηλεκτρονίου όταν αυτό βρεθεί στη στιβάδα L

β) τα μήκη κύματος κατά de Broglie ως προς τα οποία

συμπεριφέρεται το κινούμενο ηλεκτρόνιο στις στιβάδες K και L.

Δίνονται: $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$, $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$.

8. Ένα φύλλο αργύρου απορροφά ακτινοβολία συχνότητας $1,15 \cdot 10^{15}$ Hz και εκπέμπει ηλεκτρόνια με ταχύτητα v , τα οποία προσπίπτουν σε άτομα υδρογόνου που βρίσκονται σε θεμελιώδη κατάσταση. Αν για την απόσπαση ενός ηλεκτρονίου από το άτομο του αργύρου απαιτείται ενέργεια $7,52 \cdot 10^{-19}$ J να βρεθούν:
- α) η ταχύτητα με την οποία αποσπώνται τα ηλεκτρόνια από τα άτομα του αργύρου
- β) το μήκος κύματος ως προς το οποίο συμπεριφέρονται κατά de Broglie τα εκπεμπόμενα ηλεκτρόνια από τον άργυρο
- γ) εξετάστε αν η πρόσπτωση των ηλεκτρονίων στα άτομα του υδρογόνου προκαλεί τη διέγερσή τους.
- Δίνονται: $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s, ταχύτητα του φωτός $c = 3 \cdot 10^8$ m/s και μάζα ηλεκτρονίου $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg.
9. Υπολογίστε τον ελάχιστο ατομικό αριθμό του καθενός από τα στοιχεία Σ_1 , Σ_2 και Σ_3 για τα οποία δίνεται ότι:
- α) το Σ_1 έχει ημισυμπληρωμένη μία υποστιβάδα p
- β) το Σ_2 έχει συμπληρωμένα όλα τα ατομικά τροχιακά της στιβάδας M
- γ) το Σ_3 έχει ένα μόνο ηλεκτρόνιο σε υποστιβάδα f .
10. Η στιβάδα σθένους των ατόμων ενός στοιχείου Σ είναι ημισυμπληρωμένη, ενώ το άθροισμα των τιμών του κβαντικού

αριθμού του z_{spin} για το σύνολο των ηλεκτρονίων στο άτομο αυτού του στοιχείου είναι ίσο με 1.

α) Υπολογίστε τον ατομικό αριθμό του στοιχείου Σ .

β) Γράψτε την ηλεκτρονιακή δομή του ευγενούς αερίου που έχει τον ίδιο αριθμό ηλεκτρονιακών στιβάδων με το στοιχείο Σ .

11. Βρείτε το μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων σε ένα άτομο για τα οποία ισχύουν:

α) $n = 3$ και $l = 2$

β) $n = 2$ και $m_l = 1$

γ) $n = 4$, $l = 3$ και $m_s = +1/2$.

12. Οι τρεις πρώτοι κβαντικοί αριθμοί ενός ηλεκτρονίου στο άτομο κάποιου στοιχείου Σ που βρίσκεται στη θεμελιώδη κατάσταση διαπιστώθηκε ότι έχουν θετικές τιμές και ότι αν διαταχθούν κατάλληλα αποτελούν αριθμητική πρόοδο με λόγο 2 (διαφέρει ο καθένας από τον προηγούμενό του κατά δύο μονάδες).

α) Βρείτε τις τιμές των τριών κβαντικών αριθμών αυτού του ηλεκτρονίου.

β) Εξετάστε αν είναι δυνατό να υπάρχει στο ίδιο άτομο και δεύτερο ηλεκτρόνιο με αυτές τις τιμές των τριών πρώτων κβαντικών αριθμών.

13. Το άθροισμα των κβαντικών αριθμών του spin για το σύνολο των ηλεκτρονίων στο άτομο ενός στοιχείου Σ είναι ίσο με $7/2$.
- α) Βρείτε το συνολικό αριθμό των μονήρων ηλεκτρονίων στο άτομο του Σ .
- β) Δεδομένου ότι το στοιχείο Σ δεν είναι υπερουράνιο ($Z < 92$), βρείτε τον ατομικό του αριθμό.
14. Βρείτε τους ατομικούς αριθμούς:
- α) του στοιχείου Σ_1 που διαθέτει τρία μονήρη ηλεκτρόνια στη στιβάδα M
- β) του στοιχείου Σ_2 που διαθέτει δύο ηλεκτρονιακά ζεύγη στην υποστιβάδα $4p$.
15. Δύο στοιχεία Σ_1 και Σ_2 των οποίων οι ατομικοί αριθμοί Z_1 και Z_2 ($Z_2 > Z_1$) διαφέρουν κατά 1 βρίσκονται σε διαφορετικές περιόδους του Π.Π.
- α) Βρείτε τις ομάδες του Π.Π. στις οποίες ανήκουν τα στοιχεία Σ_1 και Σ_2 .
- β) Αν το στοιχείο Σ_3 με ατομικό αριθμό $Z_3 = Z_2 + 16$ ανήκει στην ίδια ομάδα του Π.Π. με το Σ_2 , βρείτε τους ατομικούς αριθμούς Z_1 , Z_2 και Z_3 των στοιχείων Σ_1 , Σ_2 και Σ_3 .

16. Τα στοιχεία Α, Β, Γ και Δ έχουν διαδοχικούς ατομικούς αριθμούς, ανήκουν ανά δύο στον ίδιο τομέα του Π.Π. και το σύνολο των ηλεκτρονίων του καθενός από αυτά κατανέμονται σε τρεις στιβάδες.
- α) Εξετάστε σε ποια περίοδο και σε ποια ομάδα του Π.Π. ανήκει καθένα από τα στοιχεία Α, Β, Γ και Δ.
- β) Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς όλων των στοιχείων που ανήκουν στην ίδια ομάδα του Π.Π. με το στοιχείο Δ.
17. Τα άτομα των στοιχείων Σ_1 , Σ_2 , Σ_3 , Σ_4 και Σ_5 έχουν στη θεμελιώδη κατάσταση αντίστοιχα 13, 5, 2, 6 και 14 ηλεκτρόνια των οποίων η τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού n είναι 3.
- α) Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων Σ_1 , Σ_2 , Σ_3 , Σ_4 και Σ_5 .
- β) Βρείτε την περίοδο και την ομάδα του Π.Π. στην οποία ανήκει καθένα από τα στοιχεία αυτά.
- γ) Ταξινομήστε τα στοιχεία αυτά σε μέταλλα, αμέταλλα. Ποια απ' αυτά ανήκουν στα στοιχεία μετάπτωσης;
- δ) Υπολογίστε τον ατομικό αριθμό του στοιχείου Χ το οποίο έχει τον μέγιστο αριθμό ηλεκτρονίων που χαρακτηρίζονται από τον κύριο κβαντικό αριθμό $n = 3$ και το μικρότερο δυνατό ατομικό αριθμό.

ΘΕΜΑΤΑ ΕΠΑΝΑΛΗΨΗΣ

A. ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΒΟΗΡ

1. Να υπολογίσετε τη συχνότητα και το μήκος κύματος της ακτινοβολίας που εκπέμπεται σε κάθε μια από τις επόμενες μεταπτώσεις του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου: $M \rightarrow K$, $M \rightarrow L$, $N \rightarrow M$.
2. Πόση ενέργεια απαιτείται για τη διέγερση ενός ατόμου υδρογόνου από τη θεμελιώδη κατάσταση στη στιβάδα L; Ποια η συχνότητα και ποιο το μήκος κύματος της ακτινοβολίας που απορροφάται κατά τη διέγερση;
3. Το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου βρίσκεται στη στιβάδα M. Πόση είναι η ενέργειά του σε Joule; Ποιο το μήκος κύματος της ακτινοβολίας που εκπέμπει μεταπίπτοντας στη θεμελιώδη του κατάσταση;
4. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από μια στιβάδα διέγερσης στη θεμελιώδη κατάσταση εκπέμπεται ακτινοβολία με $\lambda=486\text{nm}$. Ποια η στιβάδα διέγερσης;
5. Κατά τη μετάπτωση του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου από μια στιβάδα διέγερσης στη θεμελιώδη κατάσταση εκπέμπεται ακτινοβολία με $\lambda=1,026 \cdot 10^5\text{m}$. Ποια η στιβάδα διέγερσης;

6. Το ηλεκτρόνιο στο άτομο του υδρογόνου βρίσκεται στη στιβάδα Κ.
Πόση ενέργεια πρέπει να απορροφήσει για να ιονιστεί;

B. ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

7. Ποιος ο ελάχιστος ατομικός αριθμός του στοιχείου που στη θεμελιώδη του κατάσταση έχει: α) 5 ηλεκτρόνια σε τροχιακά s, β) δύο ηλεκτρόνια σε τροχιακά p, γ) δύο d ηλεκτρόνια, δ) τρία μονήρη ηλεκτρόνια.
8. Το ιόν Σ^{+2} έχει ηλεκτρονιακή δομή 2,8,8. Να γράψετε τους κβαντικούς αριθμούς των ηλεκτρονίων σθένους του ατόμου Σ .
Πόσα ηλεκτρόνια του ατόμου Σ έχουν $m_l=0$
9. Ένα από τα ηλεκτρόνια ενός ατόμου έχει κβαντικούς αριθμούς $3/x/-2$. Να βρείτε το x.
10. Για το στοιχείο ${}_{33}\text{As}$, να υπολογίσετε τον αριθμό των ημισυμπληρωμένων p τροχιακών.
11. Να υπολογίσετε τους ατομικούς αριθμούς όλων των στοιχείων που στη θεμελιώδη κατάσταση έχουν: α) έξι ηλεκτρόνια σε τροχιακά p, β) έξι ηλεκτρόνια σε τροχιακά s. γ) τρία μονήρη ηλεκτρόνια με $n=3$, δ) δύο ζεύγη ηλεκτρονίων με $n=4$, $\lambda=1$

12. Να υπολογίσετε τους ατομικούς αριθμούς όλων των στοιχείων που στη θεμελιώδη κατάσταση έχουν μόνο ένα μονήρες ηλεκτρόνιο στη στιβάδα M. Από το σύνολο αυτών των στοιχείων να εντοπίσετε ποια έχουν: α) μόνο τρία p τροχιακά συμπληρωμένα β) συμπληρωμένα τα 3p τροχιακά.
13. Υπολογίστε τον ελάχιστο ατομικό αριθμό για κάθε ένα από τα στοιχεία Σ1, Σ2, Σ3 για τα οποία ισχύει στη θεμελιώδη κατάσταση: α) το Σ1 έχει ημισυμπληρωμένη μια υποστιβάδα p. β) το Σ2 έχει δύο μονήρη ηλεκτρόνια στη στιβάδα N. γ) το Σ3 έχει μόνο ένα ηλεκτρόνιο στην υποστιβάδα f.
14. Τα άτομα των στοιχείων που ακολουθούν βρίσκονται στη θεμελιώδη τους κατάσταση. Να διατάξετε τα ${}_{25}\text{Mn}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{7}\text{N}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{42}\text{Mo}$ κατά αύξοντα αριθμό μονήρων ηλεκτρονίων. Επίσης τα ${}_{16}\text{S}$, ${}_{18}\text{Ar}$, ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{35}\text{Br}$ κατά αύξοντα αριθμό ζευγών ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας.

Γ. ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

15. Για πέντε από τα στοιχεία A, B, Γ, Δ, E και Z δίνονται οι πληροφορίες:
- η εξωτερική στιβάδα του στοιχείου A είναι η M.
 - το στοιχείο B έχει στην εξωτερική του στιβάδα τη δομή $ns^2 ns^6$

- τα ηλεκτρόνια στα άτομα του Γ έχουν άθροισμα κβαντικών αριθμών του spin ίσο με 1
- στα άτομα του Δ υπάρχουν πέντε p ατομικά τροχιακά που έχουν ηλεκτρόνια
- τα ηλεκτρόνια του στοιχείου Ε έχουν όλα την ίδια ενέργεια

Με βάση τις πληροφορίες αυτές

Α) να συμπληρώσετε τα κενά του πίνακα:

Στοιχείο	Ε					
Ατομικός αριθμός		9	14	16	17	18

Β) βρείτε ποια από τα παραπάνω στοιχεία βρίσκονται στην ίδια ομάδα και ποια στην ίδια περίοδο του Π.Π

Γ) γράψτε το μοριακό τύπο ενός χλωριδίου και ενός οξειδίου ενός από τα παραπάνω στοιχεία.

16. Τα χημικά Α και Β με ατομικούς αριθμούς Ζ και Ζ+15 αντίστοιχα, ανήκουν το πρώτο στα αλκάλια και το δεύτερο στα ευγενή αέρια. Βρείτε : α) τους ατομικούς αριθμούς των δυο αυτών στοιχείων, β) τον ατομικό αριθμό του αλογόνου που βρίσκεται στην ίδια περίοδο του Π.Π με το στοιχείο Β.

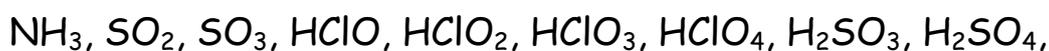
17. Α) Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς Z_1 , Z_2 , Z_3 και Z_4 των ελαφρύτερων στοιχείων (με τους μικρότερους ατομικούς αριθμούς) Α, Β, Γ και Δ τα οποία ανήκουν αντίστοιχα στους τομείς s, p, d και f

- του Π.Π. Β) Βρείτε την ομάδα και την περίοδο του Π.Π στην οποία ανήκει κάθε ένα από τα στοιχεία Α, Β, Γ και Δ.
18. Τα στοιχεία Α, Β, Γ και Δ έχουν διαδοχικούς ατομικούς αριθμούς, ανήκουν ανά δυο στον ίδιο τομέα του Π.Π και τα ηλεκτρόνια καθενός από αυτά κατανέμονται σε τρεις στιβάδες. Α) Εξετάστε σε ποία περίοδο και σε ποία ομάδα του Π.Π ανήκει κάθε στοιχείο Α, Β, Γ και Δ. Β) Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς όλων των στοιχείων που ανήκουν στην ίδια ομάδα του Π.Π με το στοιχείο Δ.
19. Τα άτομα των στοιχείων Σ1, Σ2, Σ3, Σ4 και Σ5 έχουν στη θεμελιώδη κατάσταση 9, 5, 2, 6 και 14 ηλεκτρόνια, των οποίων η τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού $n = 3$. Α) Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς των στοιχείων Σ1, Σ2, Σ3, Σ4 και Σ5. Β) Βρείτε την περίοδο και την ομάδα του Π.Π στην οποία ανήκει κάθε ένα από τα στοιχεία αυτά. Γ) Διατάξτε τα στοιχεία αυτά κατά σειρά αυξανόμενου αριθμού μονήρων ηλεκτρονίων που περιέχουν τα άτομα τους. Δ) Ταξινομήστε τα στοιχεία αυτά σε μέταλλα, αμέταλλα και εξετάστε ποια από αυτά ανήκουν στα στοιχεία μετάπτωσης.
20. Υπολογίστε τους ατομικούς αριθμούς όλων των χημικών στοιχείων καθένα από τα οποία έχει συμπληρωμένα 6r ατομικά τροχιακά και εξετάστε από τα στοιχεία αυτά: Α) πόσα διαθέτουν

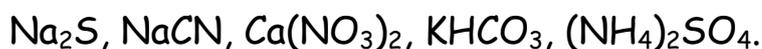
μονήρη ηλεκτρόνια στην εξωτερική τους στιβάδα, ποιοι είναι οι ατομικοί αριθμοί όσων βρίσκονται στον τομέα p καθώς και όσων ανήκουν στην 3^η περίοδο του Π.Π.

Δ. ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΟΙ ΤΥΠΟΙ ΚΑΤΑ LEWIS

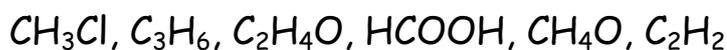
21. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των ενώσεων:



22. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των ενώσεων:



23. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των οργανικών ενώσεων:



Κριτήρια αξιολόγησης

1° Κριτήριο αξιολόγησης

Θέμα 1°

1. Κατά τις μεταπτώσεις $L \rightarrow K$, $M \rightarrow K$ και $M \rightarrow L$ του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου η ενέργειά του μεταβάλλεται αντίστοιχα κατά φ J, ω J, ρ J και εκπέμπονται ακτινοβολίες με συχνότητα χ Hz, ψ Hz, z Hz.

i) Για τους αριθμούς φ , ω και ρ ισχύει:

α. $\varphi = \frac{\omega}{2} = \rho$ γ. $\omega > \varphi > \rho$

β. $\varphi > \omega > \rho$ δ. $\rho > \omega > \varphi$

ii) Για τους αριθμούς χ , ψ και z ισχύει:

α. $\chi = \frac{\psi}{2} = z$ γ. $\psi > \chi + z$

β. $\chi = z < \psi$ δ. $\psi = \chi + z$.

Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.

2. Εξετάστε αν η παρακάτω πρόταση είναι σωστή ή λανθασμένη: «Στο άτομο του υδρογόνου η ενέργεια του ηλεκτρονίου του μειώνεται με την αύξηση της τιμής του κύριου κβαντικού αριθμού n ».

3. Κατά τις μεταπτώσεις $L \rightarrow K$ και $N \rightarrow K$ του ηλεκτρονίου στο άτομο του υδρογόνου εκπέμπονται ακτινοβολίες με συχνότητες f_1 και f_2 αντίστοιχα. Υπολογίστε το λόγο $\frac{f_1}{f_2}$.

Θέμα 2°

1. Αν ένα ηλεκτρόνιο ανήκει σε d τροχιακό της στιβάδας M, συμπεραίνεται

γι' αυτό ότι:

α. $n = 3, l = 3$ γ. $n = 3, l = 2$

β. $n = 2, l = 2$ δ. $n = 3, l = 2, m_l = 1$.

Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.

2. Για τον καθορισμό του μεγέθους και του σχήματος ενός ατομικού τροχιακού πρέπει να γνωρίζουμε την τιμή:

α. του κύριου κβαντικού αριθμού

β. του δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού

γ. του μαγνητικού κβαντικού αριθμού

δ. του κύριου και του δευτερεύοντος κβαντικού αριθμού

ε. του κύριου, του δευτερεύοντος και του μαγνητικού

κβαντικού αριθμού.

Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση.

3. Αντιστοιχήστε σε κάθε ηλεκτρονιακή στιβάδα της στήλης (I) τον αριθμό της στήλης (II) που εκφράζει το πλήθος των ατομικών της τροχιακών.

(I) (II)

A. K α. 18

B. L β. 9

Γ. Μ γ. 8

Δ. Ν δ. 4

ε. 2

ζ. 16

η. 1

A - B - Γ - Δ -

4. Γράψτε όλες τις δυνατές τετράδες τιμών των τεσσάρων κβαντικών αριθμών για τα ηλεκτρόνια της στιβάδας L. Σε ποια υποστιβάδα αντιστοιχεί κάθε μία από αυτές τις τετράδες τιμών;

Θέμα 3^ο

1. Συμπληρώστε τα διάστικτα στις παρακάτω προτάσεις.

Η ελκτική δύναμη μεταξύ ηλεκτρονίου - πυρήνα καθορίζεται από τον κβαντικό αριθμό . Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή αυτού τόσο είναι η έλξη του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα και συνεπώς τόσο είναι η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

Αντίθετα η απωστική δύναμη μεταξύ

..... καθορίζεται από τον

..... η οποία

..... όταν αυξάνεται η τιμή αυτού, με αποτέλεσμα να

..... και η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

2. Πώς κατανέμονται κατά υποστιβάδες τα ηλεκτρόνια στο άτομο του As

($Z = 33$);

Λαμβάνοντας υπόψη αυτή την κατανομή, απαντήστε στα παρακάτω ερωτήματα.

α) Πόσα ηλεκτρόνια περιέχονται στη στιβάδα σθένους των ατόμων του As;

β) Σε πόσα p ατομικά τροχιακά του As περιέχονται ηλεκτρόνια;

γ) Πόσα μονήρη ηλεκτρόνια περιέχονται στο άτομο του As;

3. Να διατάξετε τις υποστιβάδες 6s, 3d και 4p κατά σειρά αυξανόμενης ενέργειας και να αιτιολογήσετε αυτή τη διάταξη.

Θέμα 4^ο

1. Το στοιχείο με ηλεκτρονιακή δομή $1s^2$ ανήκει:

- στην 1^η περίοδο και στη 2^η ομάδα του Π.Π.
- στη 2^η περίοδο και στην 1^η ομάδα του Π.Π.
- στην 1^η περίοδο και στην 16^η ομάδα του Π.Π.
- στην 1^η περίοδο και στη 18^η ομάδα του Π.Π.

Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση

2. Τα στοιχεία της 13^{ης} ομάδας του Π.Π. έχουν στην εξωτερική τους στιβάδα την ηλεκτρονιακή δομή:

α. $ns^2 np^1$ γ. $ns^2 np^1 nd^{10}$

β. $ns^2 np^6 nd^5$ δ. nf^{13} .

3. Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση

α) Πόσα στοιχεία περιέχει ο τομέας s του Π.Π.;

β) Σε πόσες ομάδες κατανέμονται τα στοιχεία των τομέων p και d του Π.Π.;

4. α) Εξετάστε σε ποια περίοδο και σε ποια ομάδα του Π.Π. ανήκει το στοιχείο Sr ($Z = 38$).

β) Γράψτε την ηλεκτρονιακή δομή και υπολογίστε τον ατομικό αριθμό ενός άλλου στοιχείου που ανήκει στην ίδια ομάδα του Π.Π. με το Sr.

επαναληπτικό κριτήριο αξιολόγησης

ΘΕΜΑ 1ο

1. Να διατάξετε τις υποστιβάδες των τριών πρώτων ηλεκτρονιακών στιβάδων κατά σειρά αυξανόμενης ενέργειας.

2. Οι δυνατές συχνότητες των ακτινοβολιών που εκπέμπονται κατά την αποδιέγερση του ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου από τη στιβάδα M είναι:

α. μία β. δύο γ. τρεις δ. τέσσερις.

Βάλτε σε κύκλο το γράμμα που αντιστοιχεί στη σωστή απάντηση

3. Συμπληρώστε τα διάστικτα στην παρακάτω πρόταση.

Το στοιχείο Ge ($Z = 32$) ανήκει στην περίοδο, στην ομάδα και στον τομέα του Π.Π.

4. Συμπληρώστε στα κενά ορθογώνια του πίνακα το πλήθος των σ και των π δεσμών που υπάρχουν στο μόριο της αντίστοιχης χημικής ένωσης.

Συντακτικός τύπος	H-O-O-H	O=C=O	CH≡CH	CH ₃ -CH=CH ₂
αριθμός σ δεσμών
αριθμός π δεσμών

ΘΕΜΑ 2°

1. Εξετάστε αν οι παρακάτω προτάσεις είναι σωστές ή λανθασμένες.

- α) Το άτομο του S ($Z = 16$) σχηματίζει δύο μόνο ομοιοπολικούς δεσμούς
- β) Στο άτομο του υδρογόνου ($Z = 1$) υπάρχει μόνο ένα ατομικό τροχιακό.

2. Γράψτε τους ηλεκτρονιακούς τύπους των παρακάτω ενώσεων.

- α) Υποχλωριώδες οξύ (HClO)
- β) Θειικό οξύ (H_2SO_4)

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων: H: 1, Cl: 17, O: 8, S: 16.

ΘΕΜΑ 3ο

Υπολογίστε:

- α) τους ατομικούς αριθμούς των πέντε ευγενών αερίων
- β) τους ατομικούς αριθμούς όλων των στοιχείων του s τομέα του Π.Π.

1. Να βρείτε ποιο από τα ακόλουθα σύνολα δεσμών αντιστοιχεί στο μόριο του $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$
- α. 3σ, 1π, β. 8σ, 1π, γ. 9σ, 2π, δ. 3σ, 2π
2. Το πλήθος των ατομικών τροχιακών στις στιβάδες L και M είναι αντίστοιχα:
- α. 4 και 9 β. 4 και 10
γ. 8 και 18 δ. 4 και 8.
3. Να αντιστοιχίσετε σε κάθε ηλεκτρονιακή δομή της Στήλης I το σωστό σώμα (στοιχείο σε θεμελιώδη ή διεγερμένη κατάσταση, ιόν) της Στήλης II, γράφοντας στο τετράδιό σας το γράμμα της Στήλης I και δίπλα τον αριθμό της Στήλης II.

Στήλη I	Στήλη II
α. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	1. ${}_3\text{Li}$
β. $1s^2 2p^1$	2. ${}_7\text{N}^+$
γ. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3. ${}_{14}\text{Si}$
δ. $1s^2 2s^2 2p^2$	4. ${}_{17}\text{Cl}^-$
	5. ${}_{16}\text{S}$

4. Για να μελετηθούν τα οξέα ορθοπυριτικό (H_4SiO_4) και φωσφορικό (H_3PO_4), δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων $\text{H}=1$, $\text{O}=8$, $\text{Si}=14$, $\text{P}=15$.

α. Να ταξινομήσετε τα ηλεκτρόνια κάθε στοιχείου σε στιβάδες και υποστιβάδες

β. Να εντάξετε τα στοιχεία σε περιόδους, κύριες ομάδες και τομείς του Περιοδικού Πίνακα.

γ. Να γράψετε τους ηλεκτρονιακούς τύπους κατά Lewis των παραπάνω οξέων.

5. Για κύριο κβαντικό αριθμό $n = 2$, ο δευτερεύων ή αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός l μπορεί να πάρει τις τιμές:

α. 1 και 2 β. 0 και 1 γ. 0, 1 και 2 δ. 0 και 2

6. Η ηλεκτρονιακή δομή (διαμόρφωση) του φθορίου (ατομικός αριθμός = 9), σε θεμελιώδη κατάσταση, είναι:

α. $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$

β. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$

γ. $1s^2 2s^2 2p^5$

δ. καμιά από τις παραπάνω

7. Ποια από τις παρακάτω υποστιβάδες έχει τη χαμηλότερη ενέργεια;

α. $2s$ β. $3s$ γ. $2p$ δ. $1s$

8. Η μάζα του πρωτονίου (m_p) είναι 1836 φορές μεγαλύτερη από τη μάζα του ηλεκτρονίου (m_e). Αν τα δύο αυτά σωματίδια κινούνται με την ίδια ταχύτητα, ποια είναι η σχέση των αντιστοίχων μηκών κύματος λ_p και λ_e , σύμφωνα με την κυματική θεωρία της ύλης του de Broglie;

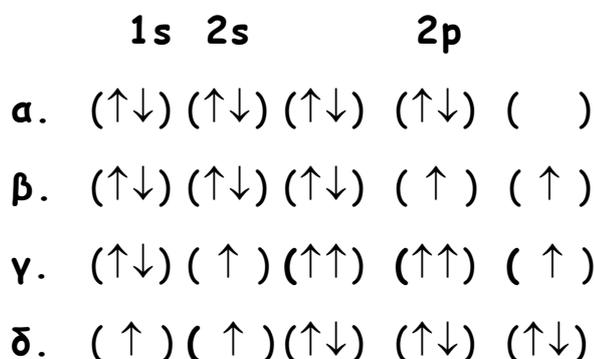
α. $\lambda_e = 1836\lambda_p$

β. $\lambda_e = \frac{\lambda_p}{1836}$

γ. $\lambda_e = \lambda_p$

δ. $\lambda_e = \frac{1836}{\lambda_p}$

9. Η κατανομή των ηλεκτρονίων του ατόμου του οξυγόνου ($Z = 8$) στη θεμελιώδη κατάσταση παριστάνεται με τον συμβολισμό:



10. Δίνεται η οργανική ένωση ${}^4\text{C}\text{H}_2 = {}^3\text{C}\text{H} - {}^2\text{C} \equiv {}^1\text{C}\text{H}$ της οποίας τα άτομα άνθρακα αριθμούνται από 1 έως 4, όπως φαίνεται παραπάνω.

α. Πόσοι δεσμοί σ (σίγμα) και πόσοι δεσμοί π (πι) υπάρχουν στην ένωση;

β. Μεταξύ ποιων ατόμων σχηματίζονται οι π δεσμοί;

γ. Να αναφέρετε τι είδος υβριδικά τροχιακά έχει κάθε άτομο άνθρακα της ένωσης.

11. Ποια από τις παρακάτω τετράδες κβαντικών αριθμών (n, ℓ, m_ℓ, m_s) δεν είναι επιτρεπτή για ένα ηλεκτρόνιο σε ένα άτομο :

α. $(4, 2, 2, +\frac{1}{2})$ β. $(4, 1, 0, -\frac{1}{2})$

γ. $(4, 2, 3, +\frac{1}{2})$ δ. $(4, 3, 2, -\frac{1}{2})$

12. Δίνεται ο παρακάτω πίνακας:

Ενέργειες ιοντισμού (MJ/mol)	
$\text{Li}_{(g)} \rightarrow \text{Li}^+_{(g)} + e^-$	$E_{i1} = 0,52$
$\text{Li}^+_{(g)} \rightarrow \text{Li}^{2+}_{(g)} + e^-$	$E_{i2} = 7,30$
$\text{Li}^{2+}_{(g)} \rightarrow \text{Li}^{3+}_{(g)} + e^-$	$E_{i3} = 11,81$

α. Να εξηγήσετε γιατί ισχύει η διάταξη $E_{i1} < E_{i2} < E_{i3}$ για τις ενέργειες ιοντισμού.

β. Να εξηγήσετε γιατί η ενέργεια πρώτου ιοντισμού του ${}_3\text{Li}$ είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια πρώτου ιοντισμού του ${}_{11}\text{Na}$.

13. Ο μέγιστος αριθμός των ηλεκτρονίων που είναι δυνατόν να υπάρχουν σε ένα τροχιακό, είναι:
- α. 2. **β. 14.** γ. 10. δ. 6.
14. Ποια από τις παρακάτω ηλεκτρονιακές δομές αποδίδει τη δομή ατόμου στοιχείου του τομέα s στη θεμελιώδη κατάσταση;
- α. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
- β. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.**
- γ. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
- δ. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^3$.
15. Δίνονται τα στοιχεία $_{20}\text{Ca}$ και $_{21}\text{Sc}$.
- α. Ποιες είναι οι ηλεκτρονιακές δομές των στοιχείων αυτών στη θεμελιώδη κατάσταση;
- β. Ποιο από τα δύο αυτά στοιχεία έχει τη μικρότερη ενέργεια πρώτου ιοντισμού;)
- Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
- γ. Να γραφούν οι ηλεκτρονιακές δομές των ιόντων Ca^{+2} και Sc^{+3} .
16. Στο μόριο του $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ υπάρχουν:
- α. 8σ και 3π δεσμοί. **β. 9σ και 2π δεσμοί.**
- γ. 10σ και 1π δεσμοί. δ. 8σ και 2π δεσμοί.

17. Δίνονται τα στοιχεία H, N, O με ατομικούς αριθμούς 1, 7, 8 αντίστοιχα. Να γράψετε:
- Τις ηλεκτρονιακές δομές (στιβάδες, υποστιβάδες) των ατόμων N και O στη θεμελιώδη κατάσταση.
 - Τον ηλεκτρονιακό τύπο κατά Lewis του νιτρώδους οξέος (HNO_2).
 - Το στοιχείο $_{11}\text{Na}$ έχει μικρότερη ατομική ακτίνα από το στοιχείο $_{12}\text{Mg}$.
- Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.
18. Η ηλεκτρονιακή δομή του ατόμου στοιχείου Σ σε θεμελιώδη κατάσταση είναι: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$.
- Το στοιχείο Σ ανήκει στη:
- 2^η ομάδα, 5^η περίοδο και p τομέα.
 - 5^η ομάδα, 2^η περίοδο και s τομέα.
 - 2^η ομάδα, 5^η περίοδο και s τομέα.
 - 5^η ομάδα, 2^η περίοδο και d τομέα.
19. Στη θεμελιώδη κατάσταση το μοναδικό ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου βρίσκεται στην υποστιβάδα 1s, διότι:
- το άτομο του υδρογόνου διαθέτει μόνο s ατομικά τροχιακά.
 - το άτομο του υδρογόνου έχει σφαιρικό σχήμα.
 - η υποστιβάδα 1s χαρακτηρίζεται από την ελάχιστη ενέργεια.
 - τα p τροχιακά του ατόμου του υδρογόνου είναι κατειλημμένα.

