

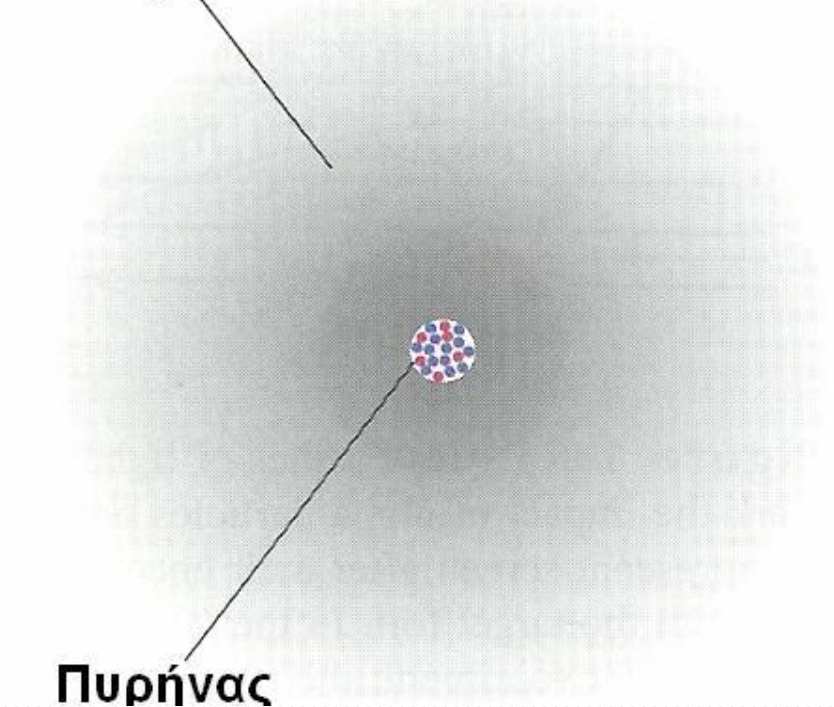
Δομή του Ατόμου

Ατομική Θεωρία του Dalton

- ▶ Ο Δημόκριτος το 400 περίπου π.Χ. διατύπωσε την ατομική θεωρία του, σύμφωνα με την οποία η ύλη συντίθεται από αδιαίρετα σωματίδια, τα οποία ονόμασε “άτομα”.
- ▶ Τα άτομα, ως δομικά σωματίδια, ενώνονται μεταξύ τους με διαφορετικούς συνδυασμούς σχηματίζοντας όλα τα υλικά σώματα που μας περιβάλλουν.
- ▶ Η ιδέα αυτή αποτελεί ακόμα και σήμερα το θεμέλιο λίθο της επιστήμης της χημείας, που ασχολείται με τους μετασχηματισμούς της ύλης κατά τους οποίους το άτομο παραμένει αμετάβλητο.
- ▶ Σήμερα, γνωρίζουμε ότι το άτομο είναι διαιρετό και όχι αδιαίρετο και μάλιστα κατά τη διάσπασή του, ανεξέλεγκτη (πυρηνικές εκρήξεις) ή ελεγχόμενη (θερμοπυρηνικοί σταθμοί παραγωγής ενέργειας), εκλύονται τεράστια ποσά ενέργειας.

Δομή του ατόμου

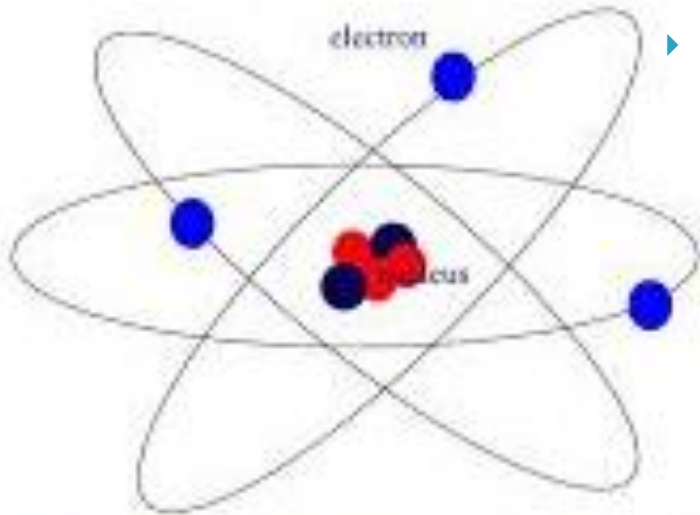
Ηλεκτρόνια



Πυρήνας

- ▶ Το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα & τα ηλεκτρόνια.
- ▶ Ο πυρήνας βρίσκεται στο κέντρο, είναι θετικά φορτισμένος και συγκεντρώνει σχεδόν ολόκληρη την ατομική μάζα.
- ▶ Το ηλεκτρόνιο είναι πολύ ελαφρύ αρνητικά φορτισμένο σωματίδιο που υπάρχει στην περιοχή γύρω από τον πυρήνα.

Ατομικό πρότυπο του Bohr



Atomic Planetary Model

- ▶ 1ο αξίωμα Bohr: “τα ηλεκτρόνια θα πρέπει να κινούνται μόνο σε διακριτές τροχιές, τις οποίες ονόμασε στάσιμες (stationary) και στις οποίες δεν επιτρέπεται η εκπομπή ακτινοβολίας”
- ▶ 2ο αξίωμα Bohr: “Τα ηλεκτρόνια επιτρέπεται να εκπέμπουν ακτινοβολία μόνο όταν μεταπίπτουν από μια στάσιμη τροχιά υψηλής ενέργειας σε μια άλλη χαμηλότερης ενέργειας. Η συχνότητα της εκπεμπόμενης ακτινοβολίας (ν) δεν συμπίπτει με τη συχνότητα της κυκλικής κίνησης του ηλεκτρονίου σε καμία από τις δύο στάσιμες τροχιές, αλλά σχετίζεται με τις ενέργειες των στάσιμων τροχιών σύμφωνα με την εξίσωση:

$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$

όπου

E_i : η ολική ενέργεια της αρχικής στάσιμης τροχιάς του ηλεκτρονίου,
 E_f : η ολική ενέργεια της τελικής στάσιμης τροχιάς του ηλεκτρονίου και
 h : σταθερά Planck ($6.63 \times 10^{-34} \text{J}\cdot\text{s}$).

Κβαντομηχανική Προσέγγιση

- ▶ Το 1924, ο Luis de Broglie πρότεινε ότι το ηλεκτρόνιο ίσως έχει και κυματικές ιδιότητες επιπλέον των γνωστών, έως τότε, σωματιδιακών ιδιοτήτων του. Με άλλα λόγια, φώτισε για πρώτη φορά τη δυαδική φύση του ηλεκτρονίου, δηλαδή την ιδιότητά του να έχει χαρακτηριστικά τόσο σωματιδίου όσο και κύματος .
- ▶ Ο Heisenberg διατύπωσε το 1926 την αρχή στην οποία δηλώνεται ότι *“όσο αυξάνει η ακρίβεια προσδιορισμού της θέσης ενός ηλεκτρονίου τόσο μικραίνει η ακρίβεια προσδιορισμού της ταχύτητάς του ή αυξάνει η αβεβαιότητα προσδιορισμού της”*

Κβαντικοί Αριθμοί

- ▶ Η κβαντική κατάσταση ενός ηλεκτρονίου περιγράφεται από τους τρεις παρακάτω κβαντικούς αριθμούς:
- ▶ α. Κύριος κβαντικός αριθμός n (principal quantum number)
- ▶ β. Δευτερεύων κβαντικός αριθμός l (Subshell quantum number)
- ▶ γ. Μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_l (Orbital quantum number)
- ▶ δ. Κβαντικός αριθμός του spin m_s (Orbital quantum number)

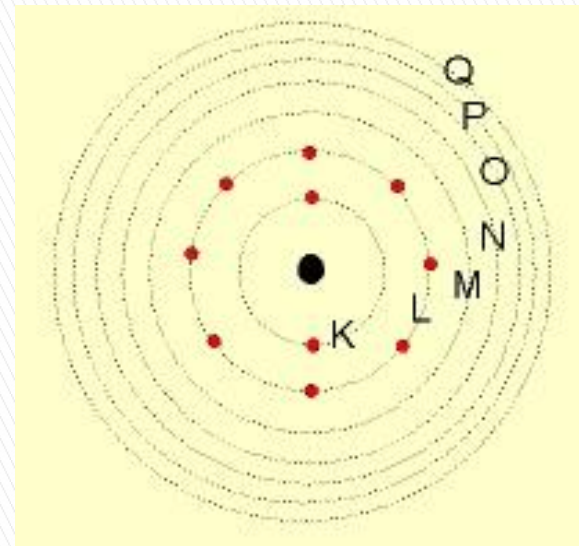
α. Κύριος κβαντικός αριθμός n

- ▶ 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 αμφιμονοσήμαντα τα κύρια ενεργειακά επίπεδα σε ένα άτομο.
- ▶ Καθώς αυξάνει το n , τα ηλεκτρόνια απομακρύνονται από τον πυρήνα και συνεπώς, κατέχουν μεγαλύτερη ολική δυναμική ενέργεια.
- ▶ Οι μη διεγερμένες κβαντικές καταστάσεις των ηλεκτρονίων σε όλα τα γνωστά στοιχεία περιγράφονται πλήρως με τους 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.

Ηλεκτρονική στοιβάδα

- ▶ Ηλεκτρονική στοιβάδα ονομάζεται η περιοχή κίνησης ενός ηλεκτρονίου ενός ατόμου, που καθορίζεται από την ενέργεια με την οποία το ηλεκτρόνιο συμμετέχει δομικά στο άτομο, η οποία με τη σειρά της καθορίζει την απόσταση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα του ατόμου.
- ▶ Οι στοιβάδες είναι στοιχείο της δομής του ατόμου. Το πλήθος των υποστοιβάδων κάθε στοιβάδας εξαρτάται από την ίδια τη στοιβάδα. Μέχρι σήμερα έχουν εντοπιστεί επτά στοιβάδες οι οποίες ονομάζονται *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q* με αντίστοιχους κύριους κβαντικούς αριθμούς $n=1$, $n=2$, $n=3$, $n=4$, $n=5$, $n=6$, $n=7$ κατά σειρά από την εγγύτερη στην πιο απομακρυσμένη από τον πυρήνα στοιβάδα.
- ▶ Η κάθε στοιβάδα χωρίζεται σε υποστοιβάδες. Όσο πιο απομακρυσμένη από τον πυρήνα είναι μία στοιβάδα σε τόσο περισσότερες υποστοιβάδες χωρίζεται.

Κύριος κβαντικός αριθμός (n)	Σύμβολο στοιβάδας	Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων ($2n^2$)
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32



β. Δευτερέων κβαντικός αριθμός I

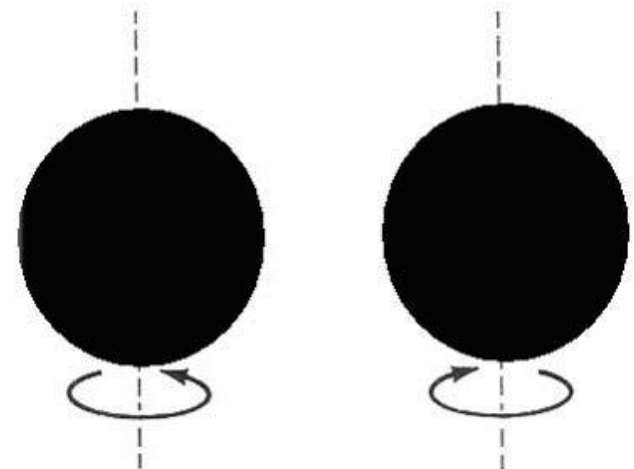
- ▶ Ο δευτερέων κβαντικός αριθμός I προσδιορίζει τα διάφορα ενεργειακά επίπεδα (υποστοιβάδες) στα οποία υποδιαιρούνται τα κύρια ενεργειακά επίπεδα που περιγράφονται από τον κύριο κβαντικό αριθμό n και ταυτόχρονα καθορίζει το σχήμα των διαφόρων τύπων ατομικών τροχιακών.
- ▶ Ο δευτερέων κβαντικός αριθμός I δύναται να πάρει μόνο συγκεκριμένες τιμές, οι οποίες εξαρτώνται άμεσα από τον κύριο κβαντικό αριθμό n και είναι όλες οι ακέραιες τιμές $0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$.
- ▶ Ο ολικός αριθμός των ενεργειακών επιπέδων στα οποία υποδιαιρείται κάθε κύριο ενεργειακό επίπεδο ισούται πάντα με την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού n .
- ▶ Τα τέσσερα πρώτα ατομικά τροχιακά ονομάζονται s, p, d and f και αντιστοιχούν στις παρακάτω τιμές του δευτερέοντος κβαντικού αριθμού $0, 1, 2, 3$.
- ▶ Με τα τέσσερα αυτά ατομικά τροχιακά μπορούμε να περιγράψουμε πλήρως τις μη διεγερμένες κβαντικές καταστάσεις των ηλεκτρονίων όλων των γνωστών στοιχείων.
- ▶ Για την κατανόηση των διεγερμένων κβαντικών καταστάσεων απαιτείται η χρήση τροχιακών που αντιστοιχούν σε τιμές του δευτερέοντος κβαντικού αριθμού μεγαλύτερες από 3.

γ. Μαγνητικός κβαντικός αριθμός m_l

- ▶ Επειδή τα ηλεκτρόνια μπορεί να καταλαμβάνουν διαφορετικές περιοχές του χώρου, τα ατομικά τροχιακά συνήθως υποδιαιρούνται σε ισοδύναμης ενέργειας τροχιακά (εκφυλισμένα τροχιακά), τα οποία διαφοροποιούνται χωρικά ως προς την περιοχή στην οποία εμφανίζεται η μεγαλύτερη ηλεκτρονική πυκνότητα.
- ▶ Αυτό επιτυγχάνεται με το μαγνητικό κβαντικό αριθμό m_l που παίρνει όλες τις ακέραιες τιμές από $-l$ έως $+l$.
- ▶ Συνεπώς:
 - το τροχιακό s ($l=0$) είναι μοναδικό,
 - υπάρχουν τρία ισοδύναμα p τροχιακά ($l=1$),
 - πέντε ισοδύναμα d τροχιακά ($l=2$) και
 - επτά ισοδύναμα f τροχιακά ($l=3$).

δ. Κβαντικός αριθμός του spin m_s

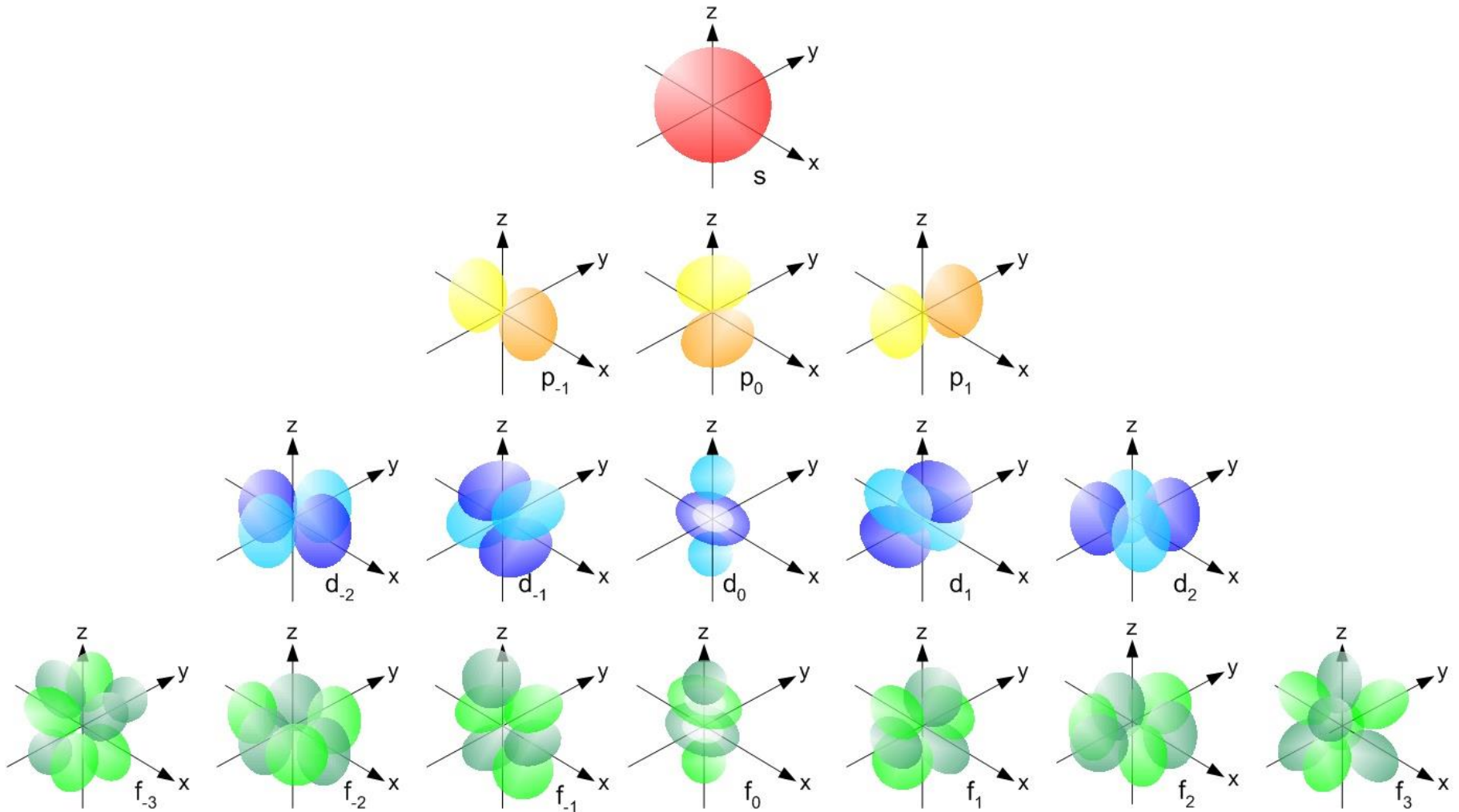
- ▶ Κάθε ηλεκτρόνιο μέσα σε ένα τροχιακό εκτός από την περιφορά του γύρω από τον πυρήνα περιστρέφεται και γύρω από τον εαυτό του. Επομένως τα ηλεκτρόνια έχουν ιδιοστροφομή (spin).
- ▶ Επειδή τα ηλεκτρόνια είναι ηλεκτρικά φορτισμένα, η ιδιοστροφομή τα αναγκάζει να συμπεριφέρονται σαν μικροσκοπικοί μαγνήτες,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



Σχέση κβαντικών αριθμών-στοιβάδων-υποστοιβάδων-ηλεκτρονίων

- ▶ Η στοιβάδα καθορίζεται από τον κύριο κβαντικό αριθμό (n).
- ▶ Η υποστοιβάδα καθορίζεται από τους δύο πρώτους κβαντικούς αριθμούς (n, l).
- ▶ Το τροχιακό καθορίζεται από τους τρεις πρώτους κβαντικούς αριθμούς (n, l, m_l).
- ▶ Το ηλεκτρόνιο καθορίζεται και από τους τέσσερις κβαντικούς αριθμούς (n, l, m_l, m_s).

Απεικόνιση των ατομικών τροχιακών



Αρχή Απροσδιοριστίας του Heisenberg

- ▶ Η αρχή της απροσδιοριστίας ή διαφορετικά αρχή της αβεβαιότητας είναι βασικό αξίωμα της Κβαντικής Μηχανικής που διατυπώθηκε για πρώτη φορά το 1927 από τον Βέρνερ Χάιζενμπεργκ (Werner Heisenberg). Σύμφωνα με την αρχή της απροσδιοριστίας:
είναι αδύνατο να μετρηθεί ταυτόχρονα και με ακρίβεια, ούτε πρακτικά, ούτε και θεωρητικά η θέση και η ταχύτητα, ή ορμή, ενός σωματίου.
- ▶ λόγω αρχή της αβεβαιότητας πρέπει να ληφθεί υπόψη ότι τα τροχιακά δεν δείχνουν την πραγματική πορεία των ηλεκτρονίων. Αντ' αυτού, δείχνουν την περιοχή όπου το ηλεκτρόνιο είναι πιο πιθανό να συμβεί (ας πούμε, το 90% της πιθανότητας).
- ▶ Τα δύο χρώματα αντιπροσωπεύουν τους δύο διαφορετικούς αριθμούς spin (η επιλογή είναι αυθαίρετη).

Αρχές δόμησης Ατόμων



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”

Κανόνας Klechkowsky:

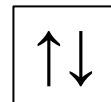
Μεταξύ δύο τροχιακών ή υποστιβάδων μικρότερη ενέργεια έχει αυτό με το μικρότερο άθροισμα $n+l$.

Στην περίπτωση που το άθροισμα $n+l$ είναι ίδιο, μικρότερη ενέργεια έχει αυτό που έχει μικρότερο n .

Απαγορευτική αρχή Pauli

“Δεν είναι δυνατόν στο ίδιο άτομο να υπάρχουν δυο ηλεκτρόνια που να έχουν ίδιους και τους τέσσερις κβαντικούς αριθμούς τους (n, l, m_l, m_s)”

Συμπέρασμα: Κάθε τροχιακό μπορεί να περιέχει το πολύ δύο ηλεκτρόνια



Αρχή Hund

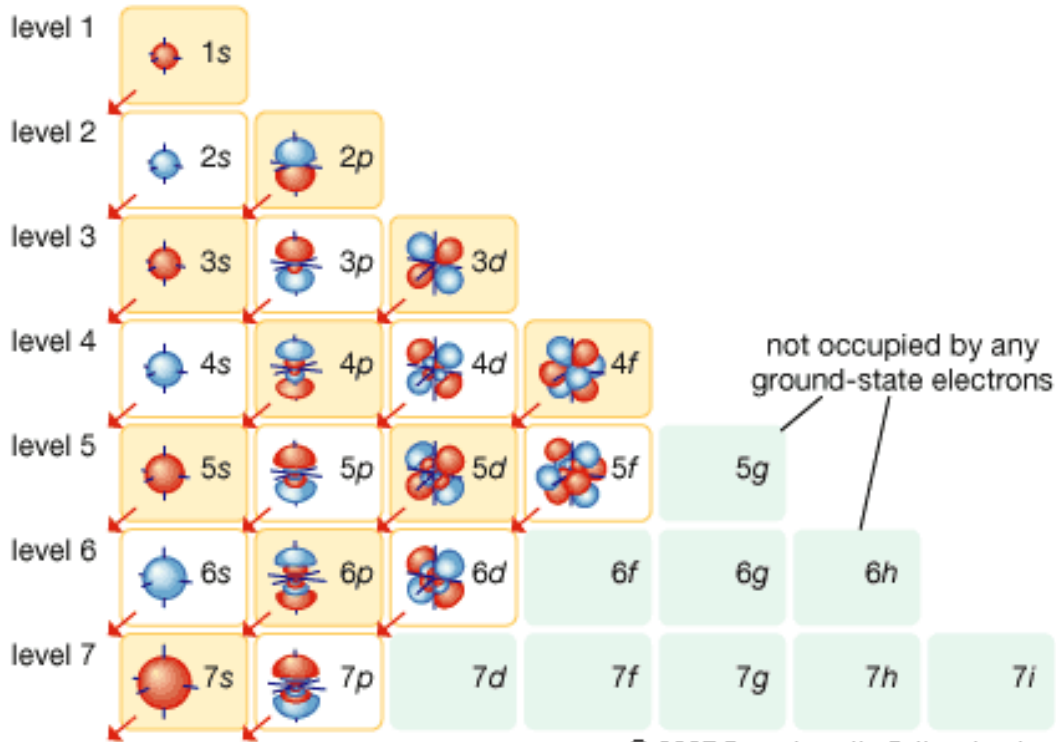
“Τα εκφυλισμένα τροχιακά (ισοδύναμης ενέργειας) καταλαμβάνονται πρώτα από μονήρη ηλεκτρόνια και, εφόσον πλεονάζουν ηλεκτρόνια, δημιουργούνται ζεύγη με αντιπαράλληλο spin”

Συμπέρασμα: η διάταξη που θα προτιμηθεί είναι αυτή που δίνει το μέγιστο spin.

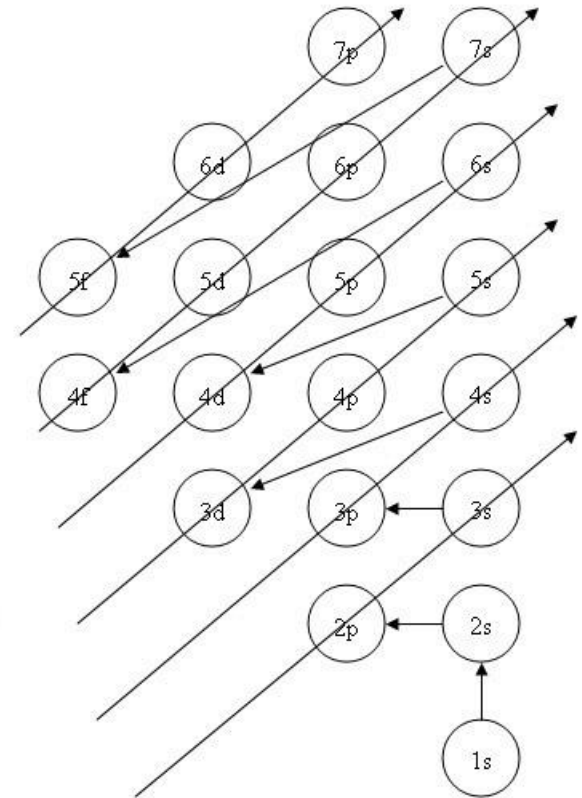
Παράδειγμα: Αν θέλουμε να τοποθετήσουμε 3 e⁻ στα 2p τροχιακά:

p_x	p_y	p_z	
$\uparrow\downarrow$	\uparrow		Λάθος
\uparrow	\uparrow	\uparrow	Σωστό

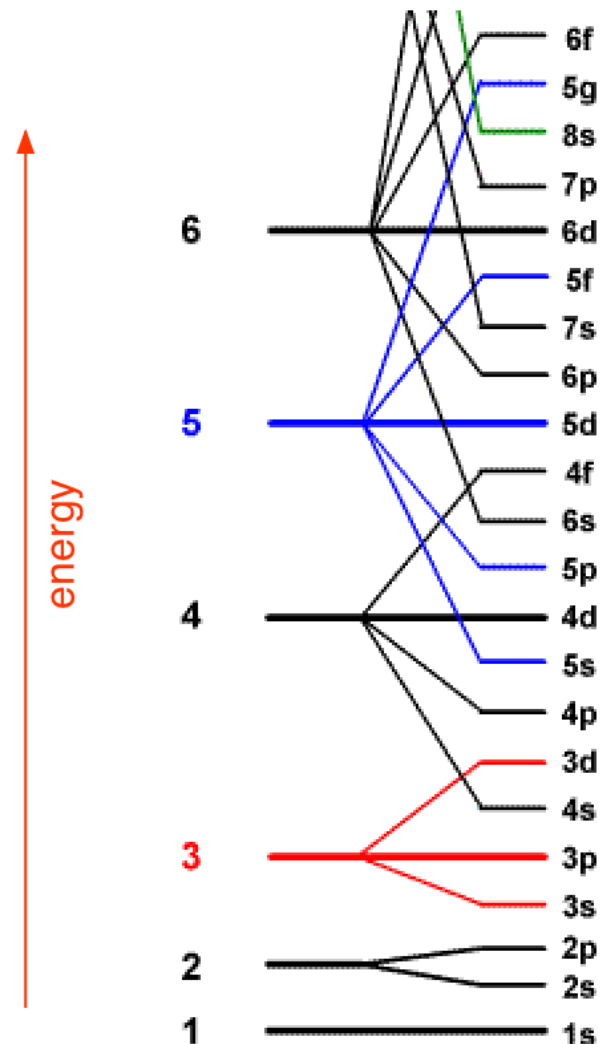
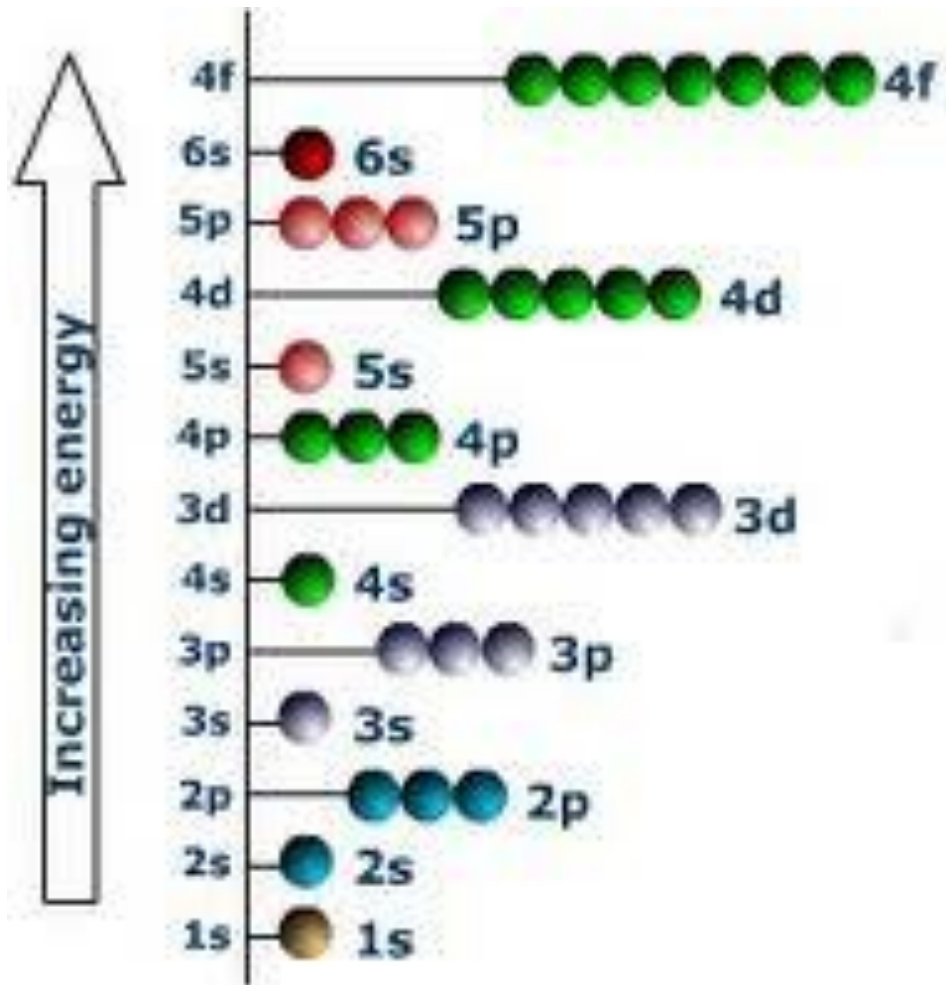
Ενεργειακή σειρά πλήρωσης ατομικών τροχιακών με ηλεκτρόνια.



© 2007 Encyclopædia Britannica, Inc.



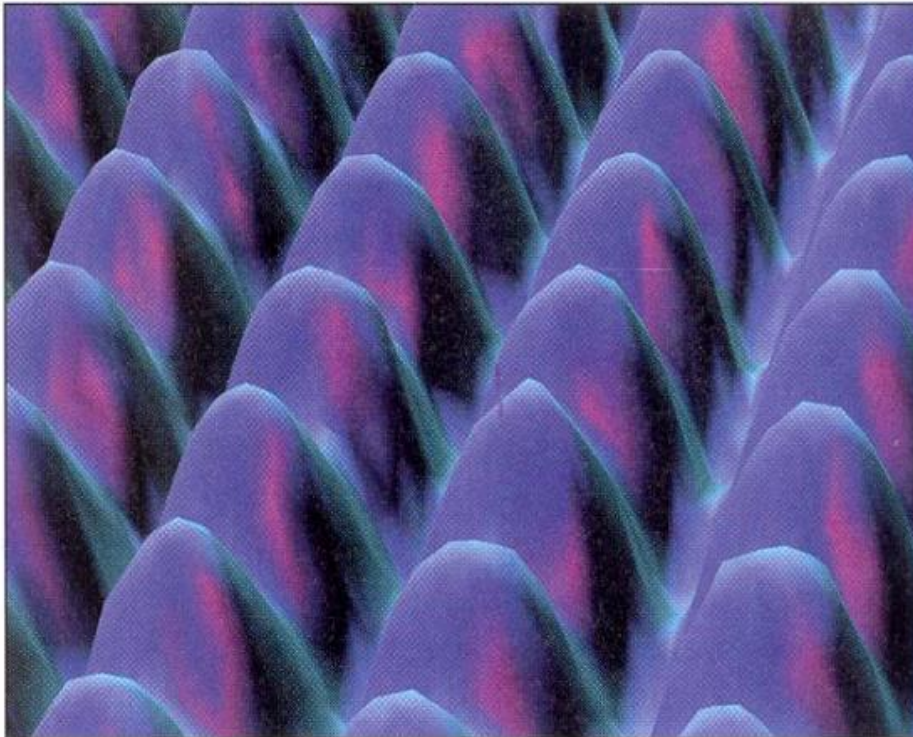
Ενέργειες τροχιακών



Άτομο

- ▶ **άτομο** είναι το μικρότερο σωματίδιο ενός χημικού στοιχείου το οποίο διατηρεί τις χημικές ιδιότητες του στοιχείου με την έννοια του ότι παραμένει αμετάβλητο κατά την εξέλιξη ενός χημικού φαινομένου (χημική αντίδραση).
- ▶ Η λέξη *άτομο* αρχικά εννοούσε το μικρότερο δυνατό άτμητο σωματίδιο, αλλά στη συνέχεια ο όρος αυτός απέκτησε ειδικό νόημα στην επιστήμη όταν βρέθηκε πως και τα άτομα αποτελούνται από μικρότερα υποατομικά σωματίδια.

Μέγεθος ατόμων



διάμετρος ατόμων:
1 έως 5 Å
(1 Å = 1×10^{-10} m)

Άτομο Ni:
διάμετρος 2,48 Å
($2,48 \times 10^{-8}$ cm).



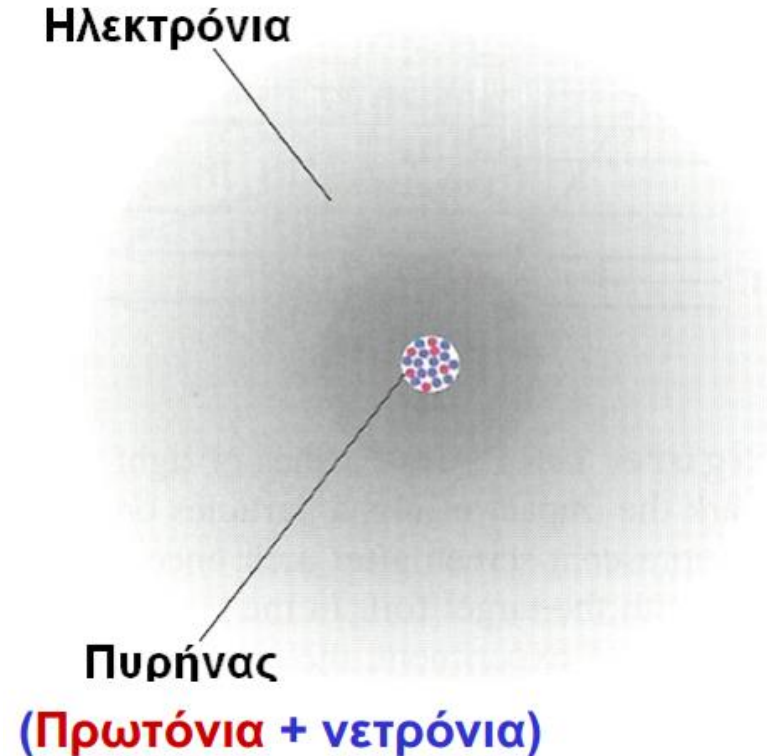
Κέρμα με
 $\delta = 1,5$ cm

Άτομα νικελίου (Ni) στην επιφάνεια
ενός κρυστάλλου νικελίου (εικόνα
παρμένη με **σαρωτικό μικροσκόπιο
σήραγγας, STM**)

$1,5/2,48 \times 10^{-8} = 6 \times 10^7$
ή 60 εκατομμύρια !!!
άτομα Ni.

Ο πυρήνας του ατόμου

- ▶ πρωτόνια (με θετικό φορτίο) και νετρόνια (χωρίς κανένα φορτίο).
- ▶ Ατομικός αριθμός, Z : ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα ενός ατόμου.
- ▶ Μαζικός αριθμός, A : το άθροισμα των πρωτονίων και νετρονίων ενός πυρήνα.
- ▶ Νουκλίδιο: κάθε άτομο που χαρακτηρίζεται από έναν ατομικό και ένα μαζικό αριθμό.



Παράδειγμα

- ▶ Πόσα πρωτόνια και νετρόνια υπάρχουν σε ένα άτομο σιδήρου που έχει μαζικό αριθμό 55;

Σίδηρος (Fe): ατομικός αριθμός

$Z = 26 \rightarrow 26$ πρωτόνια

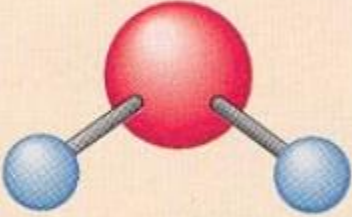
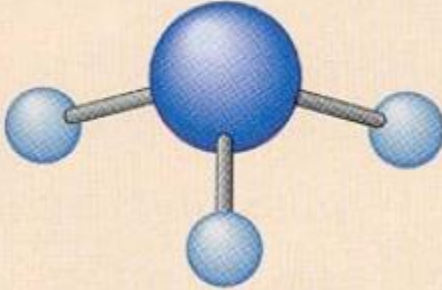
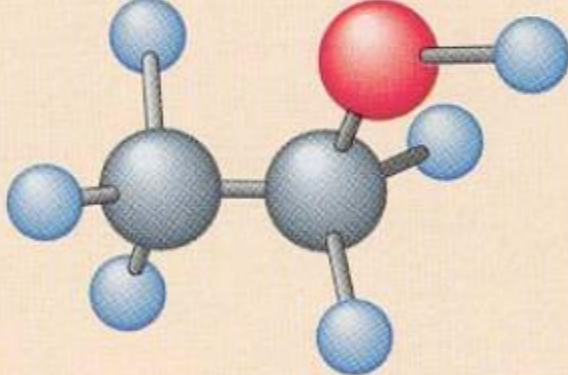
Αριθμός νετρονίων $N = A - Z = 55 - 26 = 29$

Άρα 26 πρωτόνια και 29 νετρόνια

Μόριο

- ▶ **Μόριο** ονομάζουμε ένα σύνολο ατόμων που είναι ενωμένα με χημικούς δεσμούς σε μια καθορισμένη και σταθερή αναλογία. Τα μόρια υπάρχουν στη φύση γιατί είναι ενεργειακά συμφερότερες καταστάσεις από ότι τα μεμονωμένα άτομά τους.
- ▶ Οι ιδιότητες του κάθε μορίου εξαρτώνται από τα άτομα που το αποτελούν και από το είδος των δεσμών μεταξύ τους.

Παραδείγματα Μοριακών ενώσεων

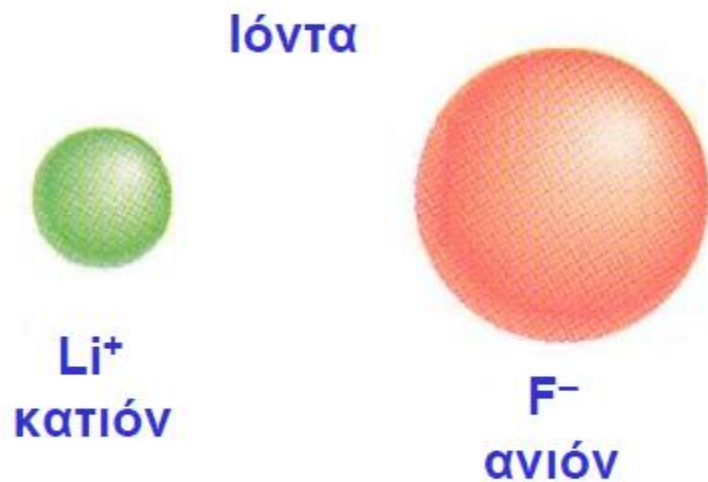
	Νερό	Αμμωνία	Αιθανόλη
Μοριακός τύπος	H_2O	NH_3	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Συντακτικός τύπος	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Μοριακό μοντέλο			
Μοριακό βάρος	18,0 amu	17,0 amu	46,0 amu

Ιόν

ένα ηλεκτρικά φορτισμένο σωματίδιο που λαμβάνεται από ένα άτομο ή από μια ομάδα χημικά ενωμένων ατόμων με προσθήκη ή αφαίρεση ηλεκτρονίων.

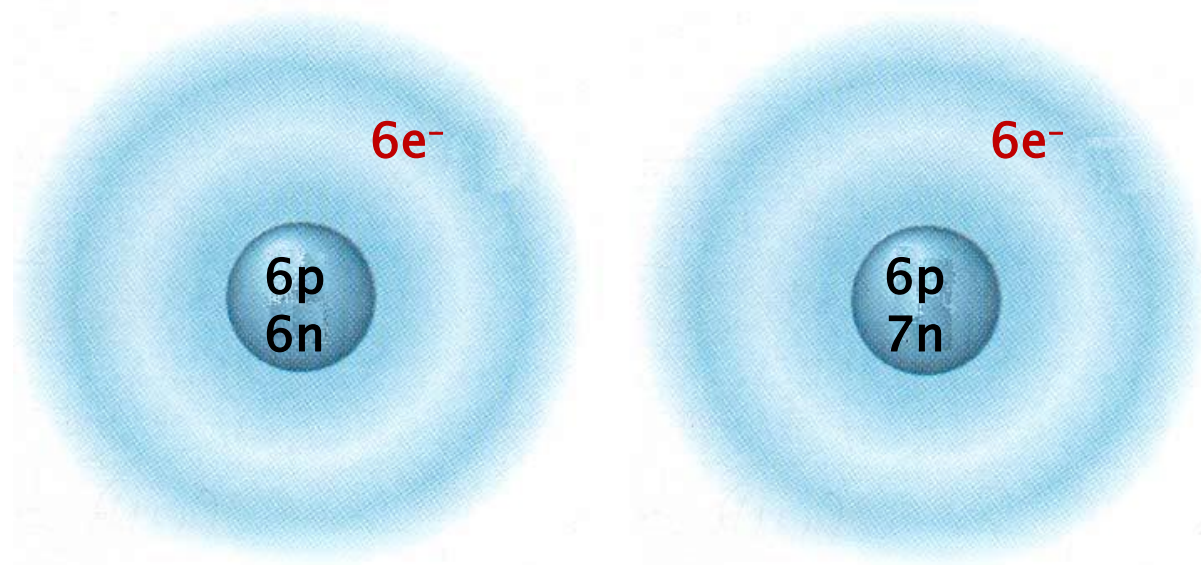
- ▶ Ανιόν: ένα αρνητικά φορτισμένο ιόν.
- ▶ Κατιόν: ένα θετικά φορτισμένο ιόν

Παράδειγμα ιοντικής ένωσης



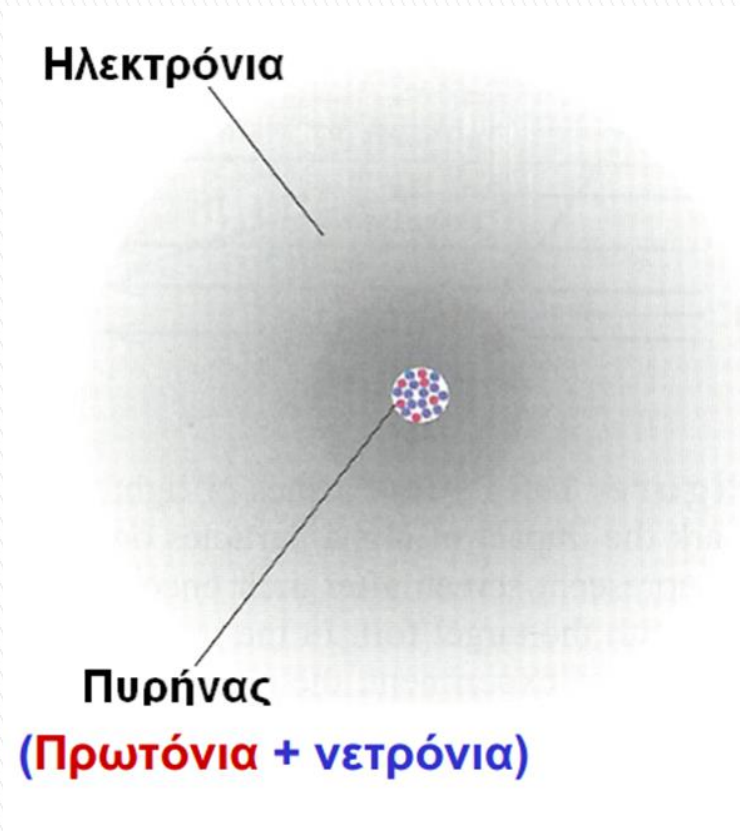
Ισότοπα

τα άτομα των οποίων οι πυρήνες έχουν τον ίδιο αριθμό πρωτονίων, αλλά διαφορετικό αριθμό νετρονίων.



Τα δύο φυσικά ισότοπα
του άνθρακα

Δομή του πυρήνα



- ▶ πρωτόνια (με θετικό φορτίο) &
- ▶ νετρόνια (χωρίς κανένα φορτίο).

- ▶ Ατομικός αριθμός, Z : ο αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα ενός ατόμου.
- ▶ Μαζικός αριθμός, A : το άθροισμα των πρωτονίων και νετρονίων ενός πυρήνα.

- ▶ Νουκλίδιο: κάθε άτομο που χαρακτηρίζεται από έναν ατομικό και ένα μαζικό αριθμό.

Ιδιότητες ηλεκτρονίου, πρωτονίου και νετρονίου

1. Το ηλεκτρόνιο είναι το ελαφρύτερο σωματίδιο από τους τρεις βασικούς δομικούς λίθους του ατόμου.
2. Η μάζα του πρωτονίου (m_p) είναι 1836 μεγαλύτερη από τη μάζα του ηλεκτρονίου (m_e).
3. Το φορτίο του ηλεκτρονίου αποτελεί το στοιχειώδες ηλεκτρικό φορτίο e .

Σωματίδιο	Μάζα (kg)	Μάζα (amu)	Φορτίο (Coulomb)	Φορτίο* (e)
Ηλεκτρόνιο	$9,10939 \times 10^{-31}$	0,00055	$-1,60218 \times 10^{-19}$	-1
Πρωτόνιο	$1,67262 \times 10^{-27}$	1,00728	$+1,60218 \times 10^{-19}$	+1
Νετρόνιο	$1,67493 \times 10^{-27}$	1,00866	0	0

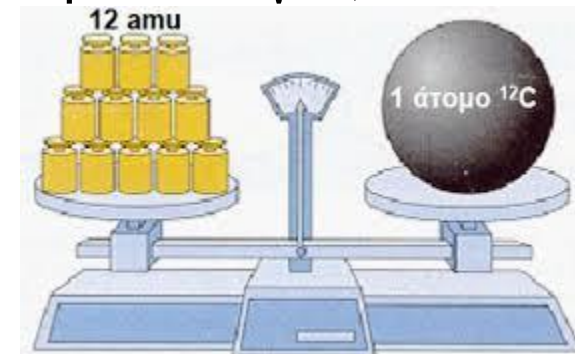
Παράδειγμα

Υπολογισμός πρωτονίων και νετρονίων ενός ατομικού πυρήνα

- ▶ Πόσα πρωτόνια και νετρόνια υπάρχουν σε ένα άτομο σιδήρου ($Z=26$) που έχει μαζικό αριθμό 55;
- a) 26 πρωτόνια και 29 νετρόνια
- b) 26 πρωτόνια και 55 νετρόνια
- c) 29 πρωτόνια και 26 νετρόνια
- d) 26 πρωτόνια και 26 νετρόνια

Ατομικές μάζες στοιχείων

- ▶ Η μονάδα ατομικής μάζας (amu) είναι εξ ορισμού ίση με το $1/12$ της μάζας ενός ατόμου του ισοτόπου άνθρακας-12 ή ^{12}C .
- ▶ Ατομική μάζα στοιχείου: ο σταθμικός μέσος όρος των ατομικών μαζών των φυσικών ισοτόπων του στοιχείου, εκφρασμένος σε amu.
- ▶ Ο όρος ατομικό βάρος είναι συνώνυμος προς την ατομική μάζα. Όμως, δεν είναι ορθό να μιλούμε για «βάρος», ενώ πρόκειται για μάζα.
- ▶ Κλασματική αφθονία (ή εκατοστιαία φυσική αναλογία) ισοτόπου ενός στοιχείου: το ποσοστό των ατόμων του συγκεκριμένου ισοτόπου στο στοιχείο



Ατομική μονάδα μάζας

• Για τη μέτρηση των μαζών των πυρήνων , χρησιμοποιείται μια ειδική μονάδα, η μονάδα ατομικής μάζας. (amu ή απλούστερα u).

• Ισχύει: $1u = 1.660559 \times 10^{-27} \text{ kg}$

• Η ατομική μονάδα μάζας ορίζεται ως το 1/12 της μάζας του ατόμου του ^{12}C . Επομένως, η μάζα ενός ατόμου ^{12}C είναι ίση με 12 u.

• Η μάζα ενός πρωτονίου και ενός νετρονίου είναι περίπου ίση με 1 u.

• Η μάζα ενός πυρήνα ή ενός ουδέτερου στοιχείου είναι περίπου **ίση με την τιμή του μαζικού αριθμού A** , εκφρασμένη σε u.

π.χ. η μάζα του ατόμου $^{56}_{26}\text{Fe}$ είναι περίπου ίση με 56u.

Παράδειγμα

- Υπολογισμός ατομικής μάζας χλωρίου

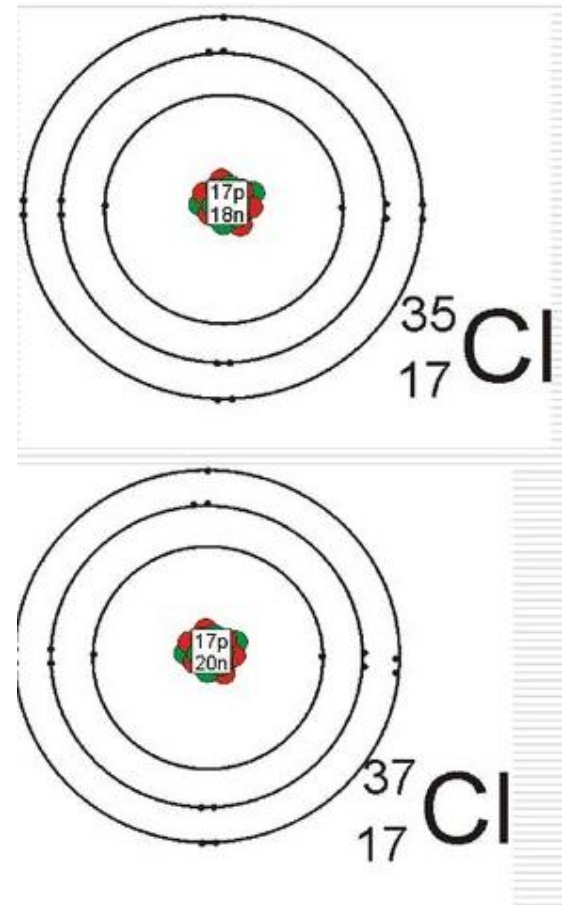
Το χλώριο εμφανίζει
δύο σταθερά ισότοπα:

Το χλώριο-35 (^{35}Cl) με A_r
34,99 σε ποσοστό
75,77%

Το χλώριο-37 (^{37}Cl) με A_r
36,97 σε ποσοστό
24,23%

$$m_{\text{Cl}} = 34.99 * 0.7577 + 36.97 * 0.2423 =$$
$$= 35.45 \text{ amu}$$

Την ατομική μάζα την αναφέρουμε και ως
ατομικό βάρος

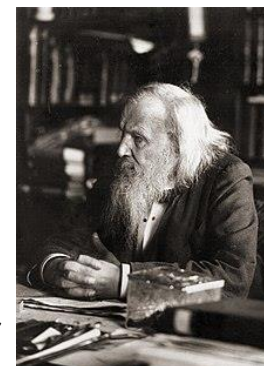


Ο περιοδικός πίνακας των στοιχείων



Δομή Περιοδικού Πίνακα

- ▶ Ο περιοδικός πίνακας των χημικών στοιχείων είναι ένας κατάλογος, σε μορφή πίνακα, των χημικών στοιχείων, σε μια διάταξη οργανωμένη με βάση
 - τον ατομικό αριθμό του,
 - την ηλεκτρονική δομή και
 - τις επαναλαμβανόμενες χημικές τους ιδιότητες.
- ▶ Τα χημικά στοιχεία παρουσιάζονται κατά αύξοντα ατομικό αριθμό.
- ▶ Η τυποποιημένη μορφή του πίνακα αποτελείται από μια δισδιάστατη διάταξη των χημικών συμβόλων των χημικών στοιχείων σε μορφή πίνακα, με 7 οριζόντιες γραμμές, που ονομάζονται περίοδοι, και 18 κάθετες στήλες, που ονομάζονται ομάδες, ενώ συμπληρώνεται από κάτω με 2 έξτρα οριζόντιες γραμμές.



Ντμίτρι Ιβάνοβιτς
Μεντελέγιεφ

Περιοδικός Πίνακας των Στοιχείων

Στοιχεία κύριων ομάδων

Στοιχεία κύριων ομάδων

		1 IA										18 VIIIA							
		2 IIA		Μεταβατικά μέταλλα										13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	2 He 4,002602
Περίοδος	1	1 H 1,00794											5 B 10,811	6 C 12,0107	7 N 14,0067	8 O 15,9994	9 F 18,9984032	10 Ne 20,1797	
	2	3 Li 6,941	4 Be 9,012182											13 Al 26,9815386	14 Si 28,0855	15 P 30,973762	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
	3	11 Na 22,98976928	12 Mg 24,3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII B	10	11 IB	12 IIB	13 Al 26,9815386	14 Si 28,0855	15 P 30,973762	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
	4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,955912	22 Ti 47,867	23 V 50,9415	24 Cr 51,9961	25 Mn 54,938045	26 Fe 55,845	27 Co 58,933195	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,409	31 Ga 69,723	32 Ge 72,64	33 As 74,92160	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798
	5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90585	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc (98)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,90550	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,760	52 Te 127,60	53 I 126,90447	54 Xe 131,293
	6	55 Cs 132,9054519	56 Ba 137,327	71 Lu 174,967	72 Hf 178,49	73 Ta 180,94788	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,217	78 Pt 195,084	79 Au 196,966569	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98040	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
	7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	103 Lr (262)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (277)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Cn (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (291)	117 Uus (294,)	118 Uuo (294)
				Εσωτερικά μεταβατικά μέταλλα															
				Λανθανίδια															
				57 La 138,90547	58 Ce 140,116	59 Pr 140,90765	60 Nd 144,244	61 Pm (145)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,964	64 Gd 157,25	65 Tb 158,92535	66 Dy 162,500	67 Ho 164,93032	68 Er 167,259	69 Tm 168,93421	70 Yb 173,04		
				Ακτινίδια															
				89 Ac (227)	90 Th 232,03806	91 Pa 231,03588	92 U 238,02891	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)		

- Μέταλλο
- Μεταλλοειδές
- Αμέταλλο

Ο χαρακτηρισμός των Ομάδων με τους αριθμούς 1 έως 18 είναι αυτός που συνιστά η Διεθνής Ένωση Καθαρής και Εφαρμοσμένης Χημείας (IUPAC). Κάτω από αυτούς τους αριθμούς, υπάρχει η αρίθμηση των Ομάδων με τους ρωμαϊκούς αριθμούς I έως VIII συνοδευόμενος από τα γράμματα A ή B (IA, IIA κ.λπ.), όπως συνηθίζεται στη Βόρεια Αμερική. Αυτός ο συμβολισμός ακολουθείται και στο παρόν βιβλίο.

Η τιμή ατομικής μάζας σε παρένθεση είναι ο μαζικός αριθμός του μακροβιότερου ισότοπου του στοιχείου.

Για τα στοιχεία με ατομικό αριθμό 113 έως 118, δεν έχουν δοθεί ακόμα μόνιμα ονόματα. Αυτά τα στοιχεία εμφανίζονται με προσωρινά ονόματα βασισμένα στους ατομικούς τους αριθμούς. Για περισσότερες πληροφορίες, βλ. www.webelements.com

Μέταλλα

- ▶ Τα μέταλλα είναι η μεγαλύτερη κατηγορία χημικών στοιχείων του Περιοδικού Πίνακα. Δεν αποτελούν μια ομάδα, αλλά περιλαμβάνουν πολλές ομάδες του Περιοδικού Πίνακα, όπως τα Αλκάλια (εκτός του υδρογόνου), τις Αλκαλικές γαίες, τις ειδικές ομάδες στοιχείων, όπως οι Λανθανίδες και Ακτινίδες κ.α.

Ιδιότητες μετάλλων

- ▶ Όλα τα μέταλλα είναι στερεά, εκτός από τον υδράργυρο που είναι υγρός.
- ▶ Τα περισσότερα έχουν αργυρόλευκο χρώμα, εκτός από τον χαλκό που είναι κοκκινωπός και τον χρυσό που είναι κίτρινος.
- ▶ Τα μέταλλα έχουν επίσης έντονη λάμψη και είναι ελατά (ελάσματα) και όλκιμα (σύρματα).
- ▶ Τα μέταλλα έχουν, γενικά, υψηλά σημεία τήξης.
- ▶ Τα μέταλλα είναι καλοί αγωγοί της θερμότητας και του ηλεκτρισμού

Αμέταλλα

- ▶ Αμέταλλο είναι ένα στοιχείο το οποίο δεν εμφανίζει μεταλλικές ιδιότητες.
- ▶ Τα περισσότερα είναι αέρια (π.χ. χλώριο και οξυγόνο) ή στερεά (π.χ. φώσφορος και θείο)
- ▶ Τα στερεά αμέταλλα είναι συνήθως σκληρές εύθραυστες ουσίες
- ▶ Το μοναδικό υγρό αμέταλλο είναι το βρώμιο

Μεταλλοειδή ή ημιμέταλλα

- ▶ Είναι ένα στοιχείο που έχει ιδιότητες μετάλλου και αμετάλλου ταυτόχρονα.
- ▶ π.χ. πυρίτιο, γεράνιο, κλπ
- ▶ Είναι συνήθως καλοί ημιαγωγοί, δηλαδή όταν είναι καθαρά είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού σε θερμοκρασία δωματίου, αλλά σε υψηλότερες θερμοκρασίες γίνονται μέτρια καλοί αγωγοί.

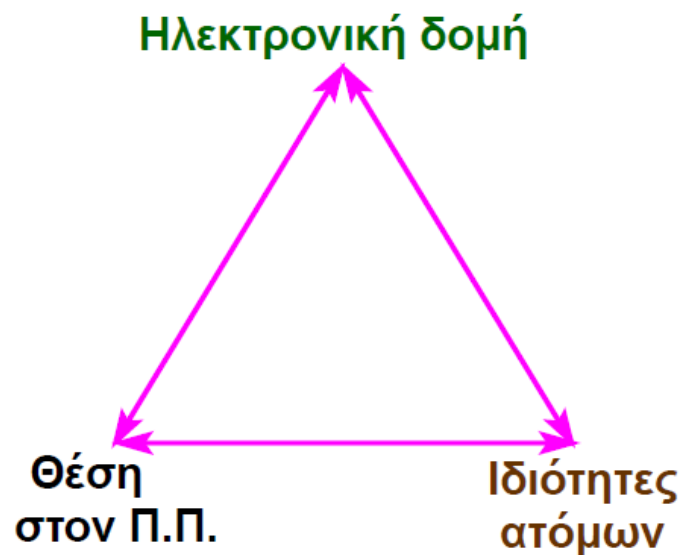
Το «μαγικό» τρίγωνο που κρύβει μέσα του ο Π.Π.
Ηλεκτρονική δομή – Θέση στοιχείου στον Π.Π. – Ιδιότητες των ατόμων

Η περιοδική κατάταξη των στοιχείων στον Περιοδικό Πίνακα έγινε με βάση τις φυσικές και χημικές τους ιδιότητες.

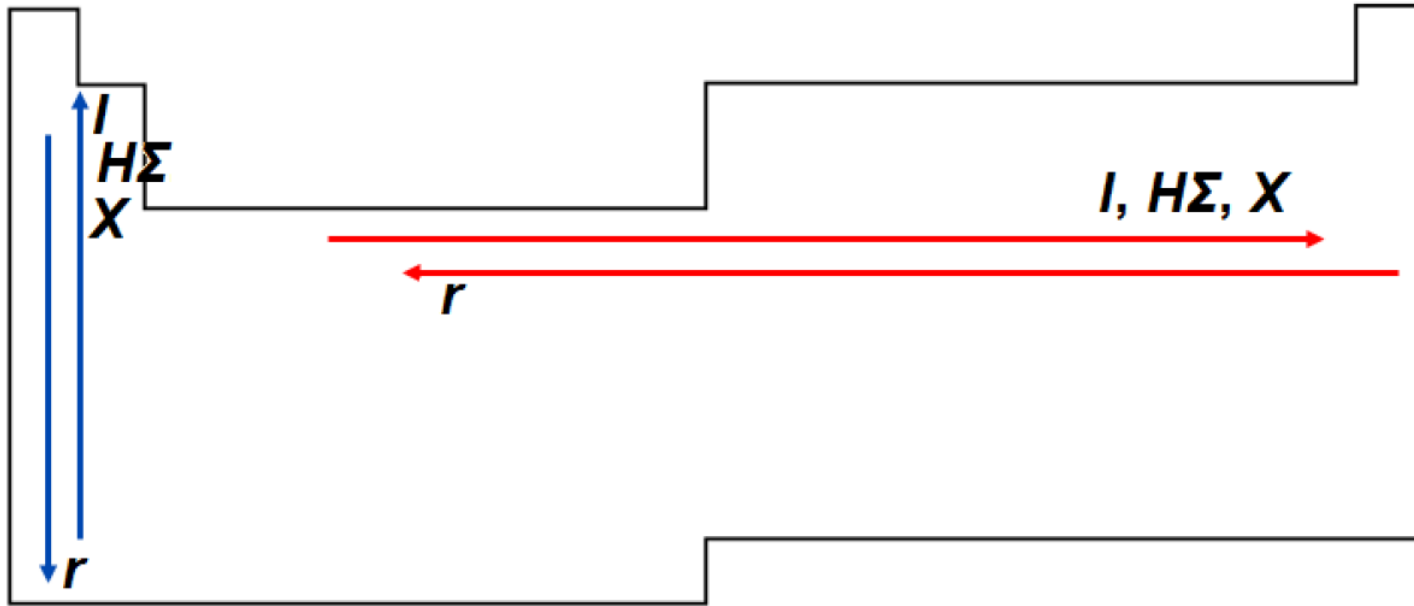
Η περιοδική κατάταξη των στοιχείων σχετίζεται άμεσα με την ηλεκτρονική τους δομή.

Συμπέρασμα: Οι φυσικές και χημικές ιδιότητες των στοιχείων σχετίζονται με την ηλεκτρονική δομή των στοιχείων.

⇒ Τριπλός συσχετισμός μεταξύ ηλεκτρονικής δομής, θέσεως στον Περιοδικό Πίνακα και ιδιοτήτων των ατόμων.



Ιδιότητες των ατόμων και Περιοδικός Πίνακας



εντονότερος
μεταλλικός
χαρακτήρας

εντονότερος
μη μεταλλικός
χαρακτήρας

r = ατομική ακτίνα, I = ενέργεια ιοντισμού, $H\Sigma$ = ηλεκτρονική συγγένεια,
 X = ηλεκτραρνητικότητα (μη ατομική ιδιότητα)

Εφαρμογή 2: Εξέταση των στοιχείων κατά Ομάδες του Π.Π.

Στοιχεία της ίδιας ομάδας έχουν παρόμοιες ιδιότητες, λόγω παρόμοιας εξωτερικής ηλεκτρονικής δομής, π.χ. αλκαλιμέταλλα

Όλα μαλακά, αργυρόχρωμα μέταλλα, χαμηλού σημείου τήξεως.

Είναι τα πιο δραστικά από όλα τα μέταλλα, αφού αντιδρούν εύκολα με αέρα (O_2 , CO_2) και νερό.

Ηλεκτρονική δομή σθένους $ns^1 \Rightarrow$ αντιδρούν χάνοντας αυτό το ηλεκτρόνιο και σχηματίζοντας ιόντα +1, όπως Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+

Οι ενώσεις αυτών των ιόντων είναι διαλυτές στο νερό.

Λόγω της χημικής τους δραστηριότητας, τα αλκαλιμέταλλα δεν απαντούν ποτέ ως ελεύθερα μέταλλα στη φύση.

3	Li	lithium	6.941
11	Na	sodium	22.990
19	K	potassium	39.098
37	Rb	rubidium	84.468
55	Cs	caesium	132.91
87	Fr	francium	[223]