

# ΔΟΜΗ ΑΤΟΜΟΥ ΚΑΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

Παππάς Χρήστος - Καθηγητής

# Κβαντισμένα μεγέθη

- Ένα μέγεθος λέγεται κβαντισμένο όταν παίρνει **ορισμένες μόνο διακριτές τιμές**, δηλαδή το σύνολο των τιμών του δεν είναι συνεχές.
  - **Παραδείγματα**
- Το ηλεκτρικό φορτίο είναι κβαντισμένο μέγεθος. Η τιμή του είναι ακέραιο πολλαπλάσιο του φορτίου του ηλεκτρονίου ( $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  – κβάντο ηλεκτρικού φορτίου).
- Η θερμοκρασία δεν είναι κβαντισμένο μέγεθος.

# Ενέργεια ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας

- Το 1900 ο Max Planck διατύπωσε την υπόθεση ότι η **ενέργεια της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας** είναι **κβαντισμένο μέγεθος**.
- Η ενέργεια  $E$ , ενός κβάντου (**φωτόνιο**) είναι ανάλογη προς τη συχνότητα,  $\nu$ , της ακτινοβολίας.

$$E=h\nu$$

$$h = \text{σταθερά Planck} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Η αυξομείωση της ενέργειας της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας μπορεί να παρομοιασθεί με το ανεβοκατέβασμα μιας σκάλας, όπου κάποιος μπορεί να σταματά **μόνο επάνω** στα σκαλοπάτια και **όχι ανάμεσα** σε αυτά.

# Οι συνθήκες του Bohr

1. Το ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου κινείται σε **ορισμένες κυκλικές τροχιές (επιτρεπόμενες τροχιές)** γύρω από τον πυρήνα και η κίνησή του αυτή περιγράφεται από την κλασική Φυσική.
2. Σε κάθε μία **επιτρεπόμενη τροχιά** το ηλεκτρόνιο έχει μία **συγκεκριμένη τιμή ενέργειας**, η οποία διατηρείται σταθερή. Αυτό σημαίνει ότι η **ενέργεια του ηλεκτρονίου είναι κβαντισμένη** και ότι, αντίθετα από τη κλασική Φυσική, όσο χρόνο το ηλεκτρόνιο περιφέρεται σε μία δεδομένη τροχιά δεν εκπέμπει καθόλου ενέργεια.
3. Το ηλεκτρόνιο μπορεί να **μεταπηδά μόνο από μία επιτρεπόμενη σε άλλη επιτρεπόμενη τροχιά**. Τέτοιες μεταπτώσεις του ηλεκτρονίου συνοδεύονται από εκπομπή ή απορρόφηση ενέργειας σύμφωνα με την εξίσωση Planck.

# Πλεονεκτήματα – Μειονεκτήματα της θεωρίας του Bohr

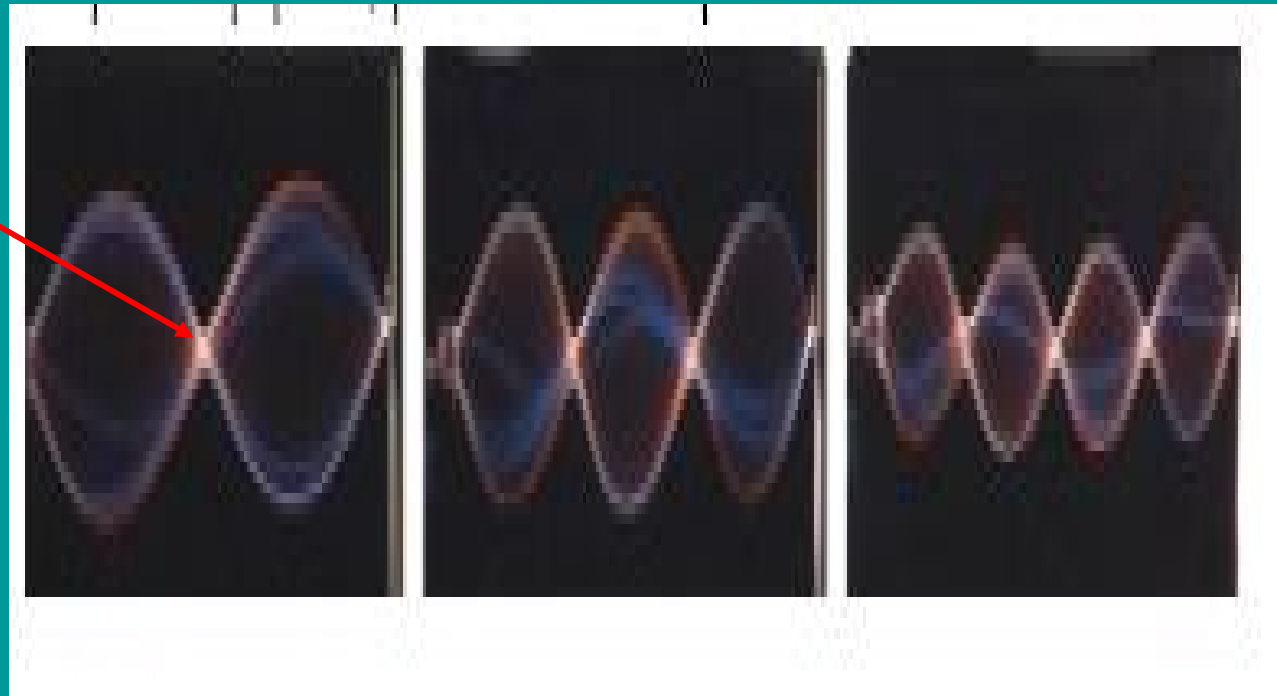
- Το μεγάλο πλεονέκτημα ήταν η επιτυχής ερμηνεία του φάσματος του υδρογονοατόμου καθώς και άλλων υδρογονοειδών ιόντων π.χ.  ${}_{2}\text{He}^{+}$ ,  ${}_{3}\text{Li}^{2+}$
- Το σοβαρό μειονέκτημα ήταν η αδυναμία ερμηνείας των φασμάτων των πολυηλεκτρονικών ατόμων.

# Στάσιμα κύματα

Στάσιμο κύμα ονομάζεται το αποτέλεσμα της **συμβολής** δύο κυμάτων της **ίδιας συχνότητας** και του **ίδιου πλάτους** που διαδίδονται στο ίδιο μέσο με **αντίθετες κατευθύνσεις**.

Στάσιμα κύματα δημιουργεί η διέγερση μιας χορδής κιθάρας

**κόμβος = δεν ταλαντώνεται**



# Διΐσμός κύματος - σωματιδίου

**Louis Victor de Broglie:** Ένα κινούμενο σωματίδιο έχει τόσο σωματιδιακή όσο και κυματική φύση.

Το μήκος κύματος, το οποίο αποδίδεται σ' ένα κινούμενο υλικό σωματίδιο (υλικό κύμα), (π.χ. ηλεκτρόνιο) δίδεται από τον τύπο:

$$\lambda = \frac{h}{p}$$

μήκος κύματος →  $\lambda$  ← σταθερά Planck  $h$  ← ορμή  $p$

# Διΐσμός κύματος - σωματιδίου

Η εξίσωση De Broglie έχει πρακτική αξία για σώματα με μικρή μάζα και πολύ μεγάλη ταχύτητα π.χ. ηλεκτρόνια

## ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑΤΑ

1. Στο άτομο υπάρχουν ηλεκτρονιακά κύματα τα οποία είναι σταθερά και επομένως χρονικά αμετάβλητα, δηλαδή **στάσιμα κύματα**. Δηλαδή τα ηλεκτρόνια συμπεριφέρονται ως τρισδιάστατα στάσιμα κύματα.
2. Αποτέλεσμα του παραπάνω συμπεράσματος είναι η απόδειξη της κβάντωσης της στροφορμής του ηλεκτρονίου, η οποία είχε τεθεί αυθαίρετα από τον Bohr.

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



# Αρχή αβεβαιότητας του Heisenberg

Είναι αδύνατον να προσδιορίσουμε **ταυτόχρονα** την ακριβή θέση και ορμή ενός κινούμενου μικρού σωματιδίου (π.χ. ηλεκτρονίου).

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

σταθερά Planck

Αβεβαιότητα ως προς τη θέση

Αβεβαιότητα ως προς την ορμή

# Αρχή αβεβαιότητας του Heisenberg

## ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑΤΑ

- Δεν είναι δυνατόν να προβλεφθεί επακριβώς η ακριβής τροχιά του ηλεκτρονίου, διότι απαιτείται η ταυτόχρονη γνώση τόσο της θέσης όσο και της ταχύτητάς του. Συνεπώς δεν είναι δυνατόν να καθοριστούν οι τροχιές κίνησης (στιβάδες) των ηλεκτρονίων (θεωρία Bohr).
- Είναι πιο σωστό να μιλάμε για την πιθανότητα εύρεσης ενός ηλεκτρονίου μέσα σ' ένα στοιχειώδη όγκο  $dV$ .

# ΕΞΙΣΩΣΗ Schrodinger

$$H\Psi = E\Psi$$

H= τελεστής Hamilton

Ψ= κυματοσυνάρτηση (ατομικό τροχιακό)

E= ολική ενέργεια του ηλεκτρονίου

Η εξίσωση Schrodinger για το **άτομο του υδρογόνου** γράφεται ως εξής:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left( \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) + V\Psi = E\Psi$$

h= η σταθερά του Planck,

m=η μάζα του ηλεκτρονίου,

V= η δυναμική ενέργεια του ηλεκτρονίου

x,y,z= καρτεσιανές  
συντεταγμένες

# ΕΞΙΣΩΣΗ Schrodinger

## ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

1. Κάθε άτομο έχει διαφορετική εξίσωση Schrodinger
2. Η συνάρτηση  $\Psi$  δεν έχει άμεση φυσική σημασία. Η παράσταση  $|\Psi|^2$  εκφράζει τη πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου (σωματιδιακή φύση του ηλεκτρονίου) σ' ένα στοιχειώδη όγκο  $dV$ , δηλαδή δίνει το **μέτρο της ηλεκτρονικής πυκνότητας** στα διάφορα σημεία γύρω από τον πυρήνα (κυματική φύση του ηλεκτρονίου)
3. Η εξίσωση Schrodinger έχει ακριβείς λύσεις μόνο για το υδρογόνο και τα υδρογονοειδή (όσα έχουν ένα ηλεκτρόνιο). Για τα πολυηλεκτρονικά άτομα οι λύσεις είναι προσεγγιστικές.

# ΕΞΙΣΩΣΗ Schrodinger

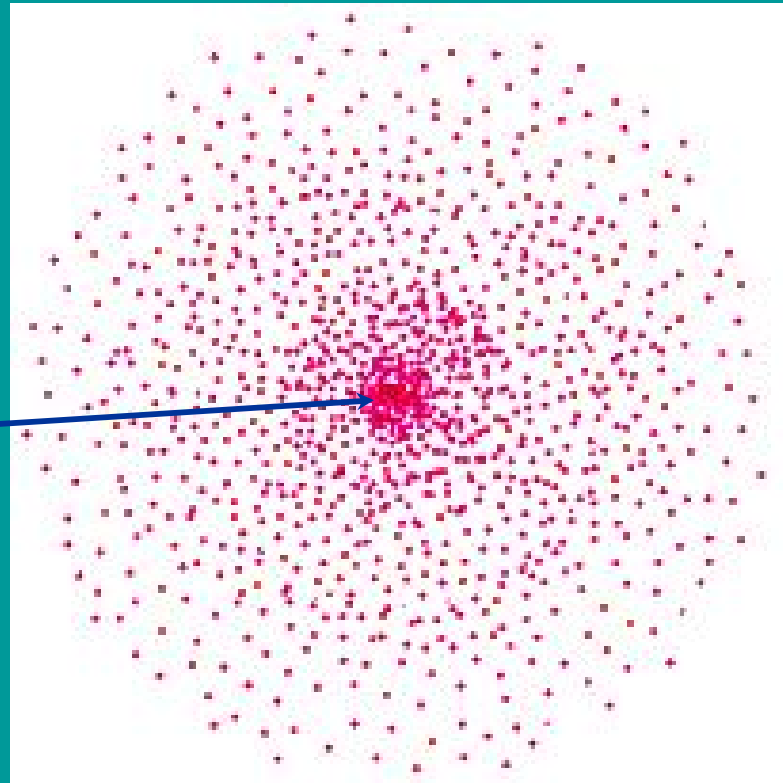
## ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

- Η διαφορική εξίσωση Schrodinger περιέχει πολλές μεταβλητές ( $V, \Psi$  και  $E$ ). Για να επιλυθεί πρέπει να αντικατασταθεί από περισσότερες διαφορικές εξισώσεις οι οποίες όμως θα περιέχουν μια μόνο μεταβλητή.
- Για το σκοπό αυτό, στην εξίσωση Schrodinger, οι καρτεσιανές συντεταγμένες  $x, y, z$  αντικαθίστανται από τις πολικές συντεταγμένες  $r, \theta, \varphi$  όπου  $r$  η απόσταση από την αρχή των αξόνων,  $\theta$  η γωνία που σχηματίζει το  $r$  με τον άξονα  $Z$  και  $\varphi$  η γωνία που σχηματίζει το  $r$  με τον άξονα  $X$ .
- Έτσι η εξίσωση Schrodinger αντικαθίσταται από τις εξισώσεις  $R(r), \Theta(\theta)$  και  $\Phi(\varphi)$  οι οποίες είναι παραμετρικές με παραμέτρους τις  $\hbar, l$  και  $m_l$ . Οι παράμετροι αυτές ονομάζονται **κβαντικοί αριθμοί**.

# ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΟ ΝΕΦΟΣ

Είναι ο χώρος μέσα στον οποίο κινείται ένα ηλεκτρόνιο.  
Τα στίγματα δείχνουν τις πιθανές θέσεις ενός ηλεκτρονίου.

Στις περιοχές όπου το νέφος είναι πιο πυκνό υπάρχει μεγάλη πιθανότητα εύρεσης ενός ηλεκτρονίου



Συνήθως τα όρια του ηλεκτρονιακού νέφους επεκτείνονται μέχρι εκεί όπου η πιθανότητα εύρεσης του ηλεκτρονίου είναι 95-99 %.

# ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

## Κύριος κβαντικός αριθμός ( $n$ )

- Παίρνει τιμές 1,2,3.....
- Καθορίζει το μέγεθος του τροχιακού
- Όλα τα τροχιακά που έχουν την ίδια τιμή  $n$  λέμε ότι ανήκουν στην ίδιο φλοιό (στιβάδα)
- Καθορίζει την ενέργεια του ηλεκτρονίου του υδρογόνου και των υδρογονοειδών.
- Συμβάλλει στην ενέργεια των πολυηλεκτρονικών ατόμων

# ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

## Δευτερεύον ή αζιμουθιακός κβαντικός αριθμός ( $l$ )

- Παίρνει τιμές  $0, 1, 2, 3, \dots, n-1$
- Καθορίζει το σχήμα του τροχιακού
- Διαιρεί τους φλοιούς (στιβάδες) σε υποφλοιούς (υποστιβάδες). Όσα τροχιακά έχουν τα ίδια  $n$  και  $l$  λέμε ότι ανήκουν στον ίδιο υποφλοιό (υποστιβάδα).
- Συμβάλλει στην ενέργεια των πολυηλεκτρονικών ατόμων



# ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

## Μαγνητικός κβαντικός αριθμός ( $m_l$ )

- Παίρνει τιμές  $-l \dots \dots +l$
- Καθορίζει τον προσανατολισμό του τροχιακού στο χώρο
- Διαιρεί τις υποστιβάδες σε μεμονωμένα ατομικά τροχιακά
- Για μια δεδομένη τιμή του  $l$  το σύνολο των προσανατολισμών στο χώρο άρα και το σύνολο των ατομικών τροχιακών ισούται με  $2l+1$

# ΚΒΑΝΤΙΚΟΙ ΑΡΙΘΜΟΙ

## Κβαντικός αριθμός του spin ( $m_s$ )

- Παίρνει τιμές  $-1/2$  ή  $+1/2$ .
- Καθιερώθηκε για να εξηγηθούν οι διάφορες φασματοσκοπικές παρατηρήσεις.
- Εκφράζει τον προσανατολισμό της ιδιοπεριστροφής (spin) του ηλεκτρονίου

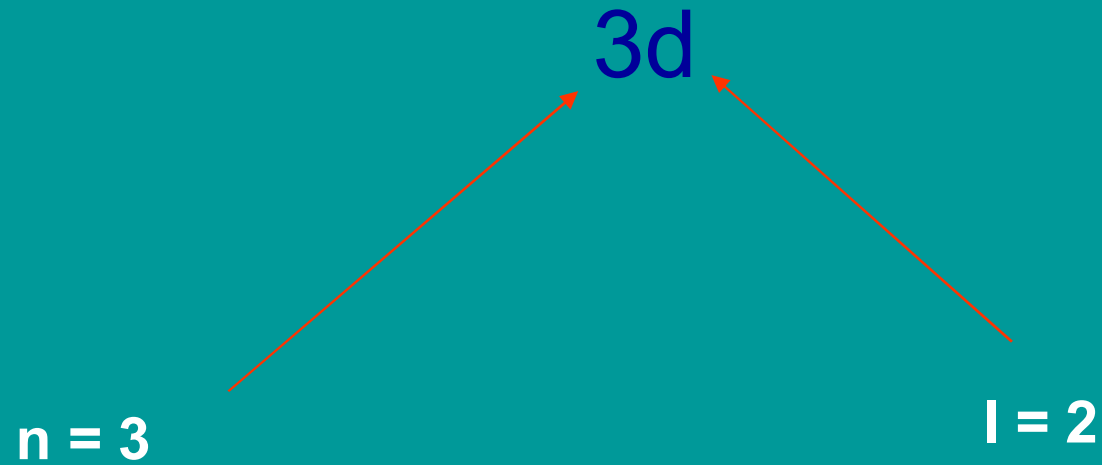
# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

## Συμβολισμός τροχιακών – υποστιβάδων

Δευτερεύον κβαντικός αριθμός	Συμβολισμός
0	s
1	p
2	d
3	f

- Ατομικά τροχιακά που έχουν τον **ίδιο κύριο κβαντικό** αριθμό αποτελούν **στιβάδα ή φλοιό**, ενώ τροχιακά με ίδιους τους **δύο πρώτους κβαντικούς αριθμούς** αποτελούν **υποστιβάδα ή υποφλοιό**.
- Επειδή οι δυνατοί προσανατολισμοί ενός τροχιακού είναι  **$2l+1$** , η υποστιβάδα **s** αποτελείται από **1** τροχιακό, η **p** από **3**, η **d** από **5**, η **f** από **7** κοκ.

# Συμβολισμός τροχιακών – υποστιβάδων



# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

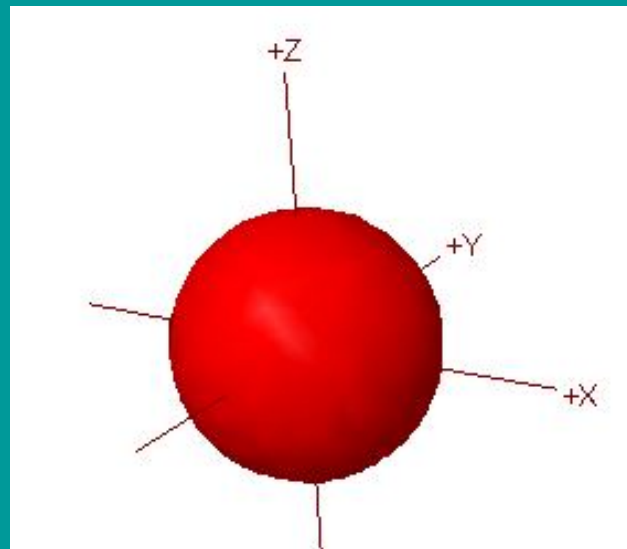
## Σχέση κβαντικών αριθμών με στιβάδες – υποστιβάδες - τροχιακά

- Η **στιβάδα** καθορίζεται από τον κύριο κβαντικό αριθμό (**n**)
- Η **υποστιβάδα** καθορίζεται από τους δύο πρώτους κβαντικούς αριθμούς (**n, l**)
- Το **τροχιακό** καθορίζεται από τους τρεις πρώτους κβαντικούς αριθμούς (**n, l, m<sub>l</sub>**)
- Το **ηλεκτρόνιο** καθορίζεται από τέσσερις κβαντικούς αριθμούς (**n, l, m<sub>l</sub>, m<sub>s</sub>**)

# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

Τα σχήματα των ατομικών τροχιακών

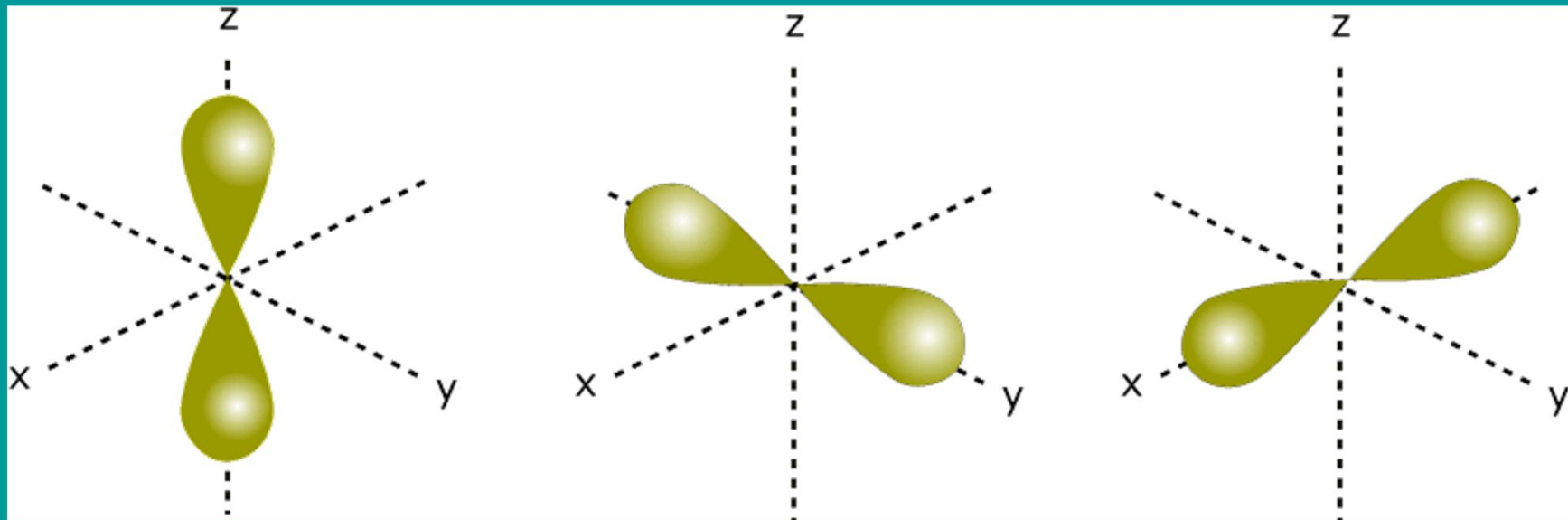
s- τροχιακά



# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

Τα σχήματα των ατομικών τροχιακών

p- τροχιακά



$p_z$

$p_y$

$p_x$

$m_l=0$

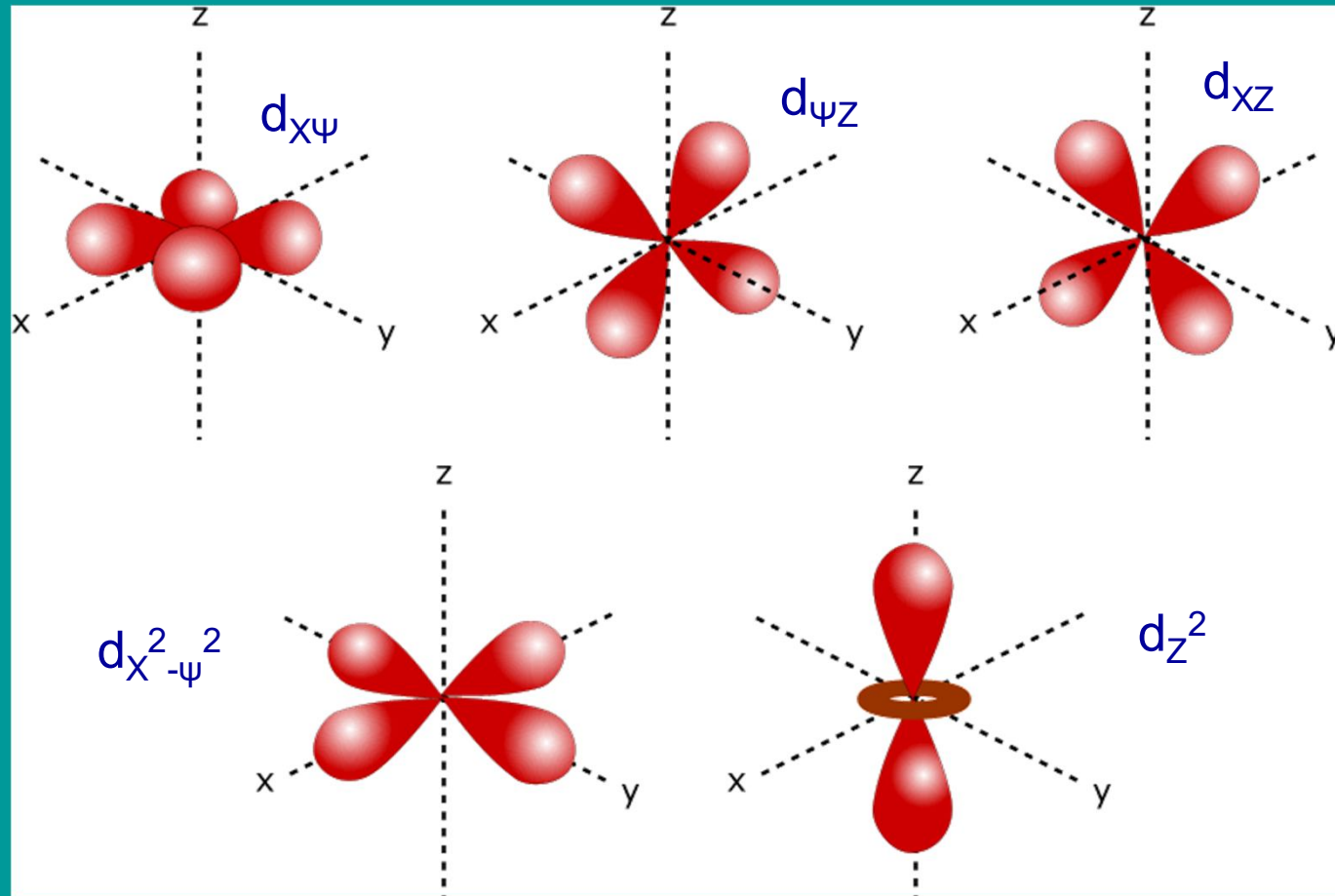
$m_l=-1$

$m_l=+1$

# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

Τα σχήματα των ατομικών τροχιακών

d- τροχιακά

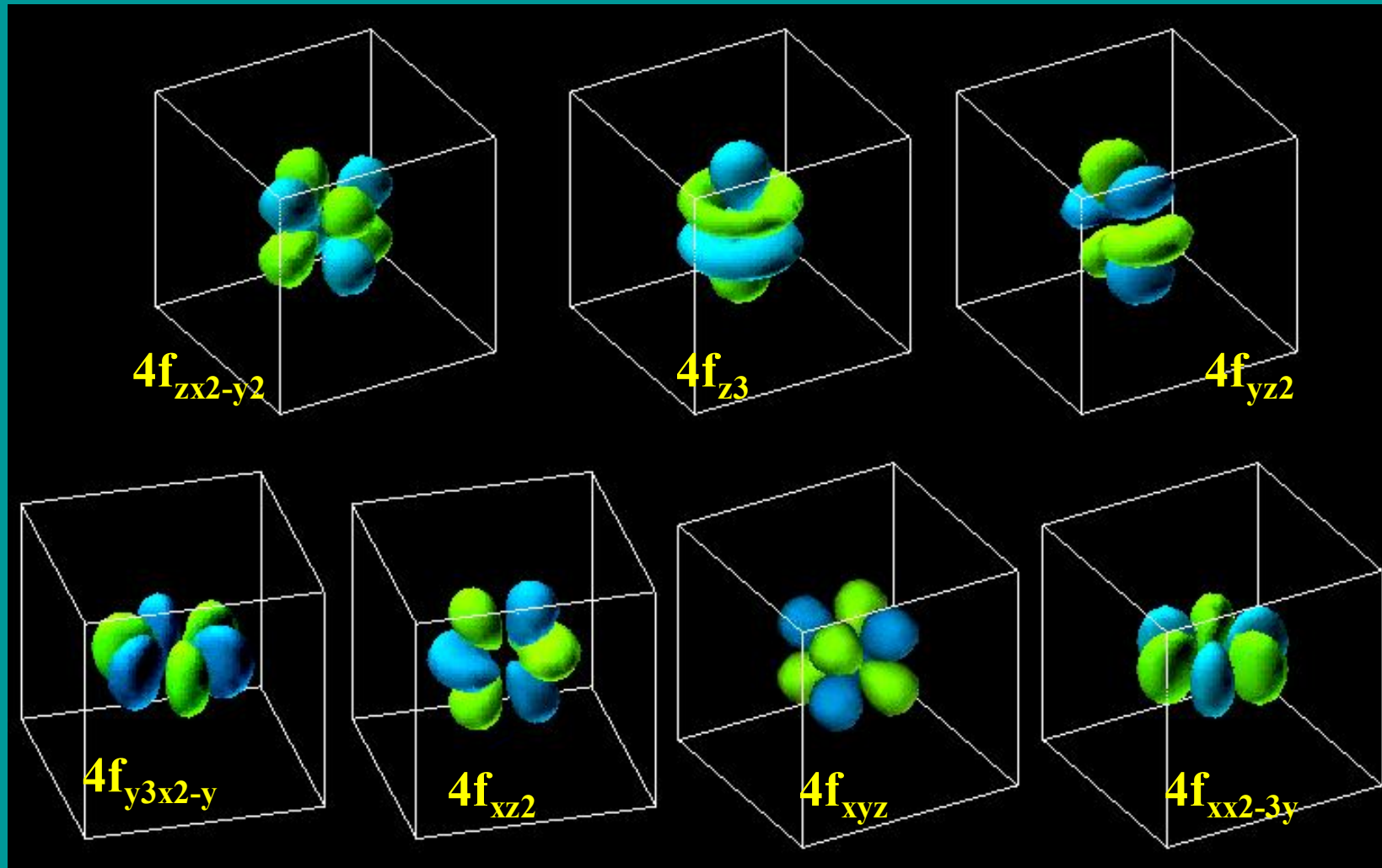




# ΑΤΟΜΙΚΑ ΤΡΟΧΙΑΚΑ

Τα σχήματα των ατομικών τροχιακών

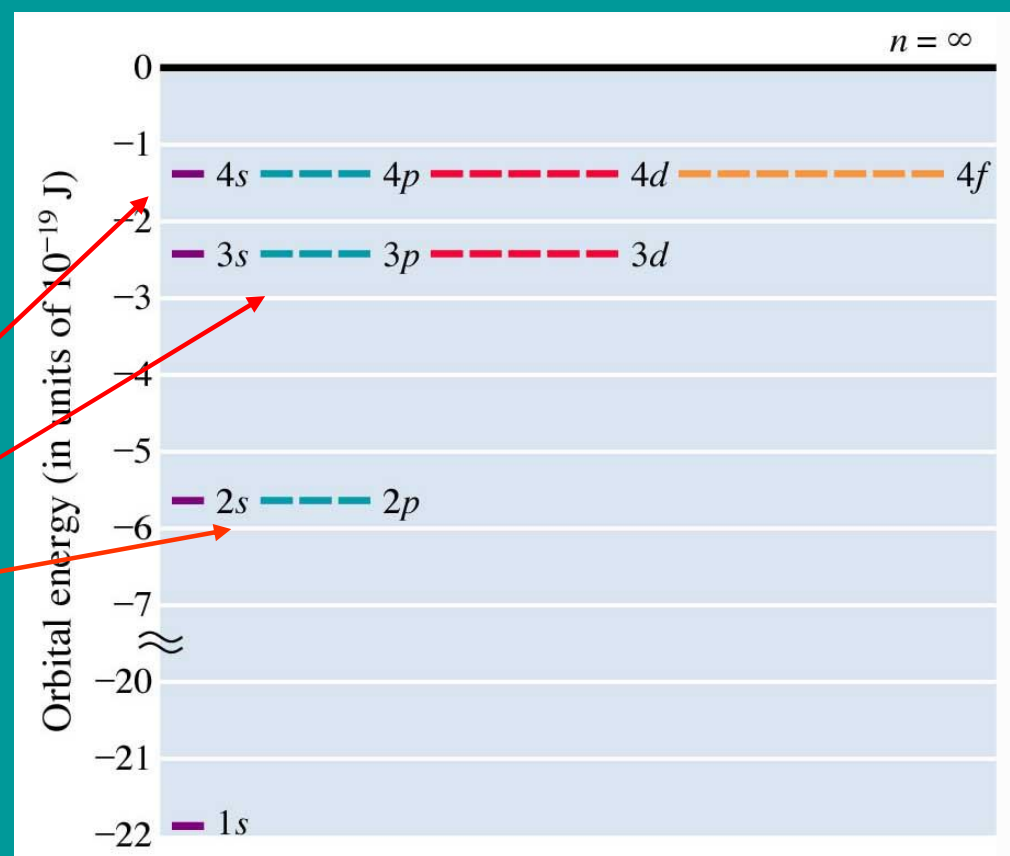
f- τροχιακά



# ΔΟΜΗ ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

Η **ενέργεια** των ατομικών τροχιακών του υδρογόνου και των υδρογονοειδών εξαρτάται **μόνον** από τον κύριο κβαντικό αριθμό (**n**)

Ισοενεργειακά τροχιακά =  
**εκφυλισμένα** τροχιακά

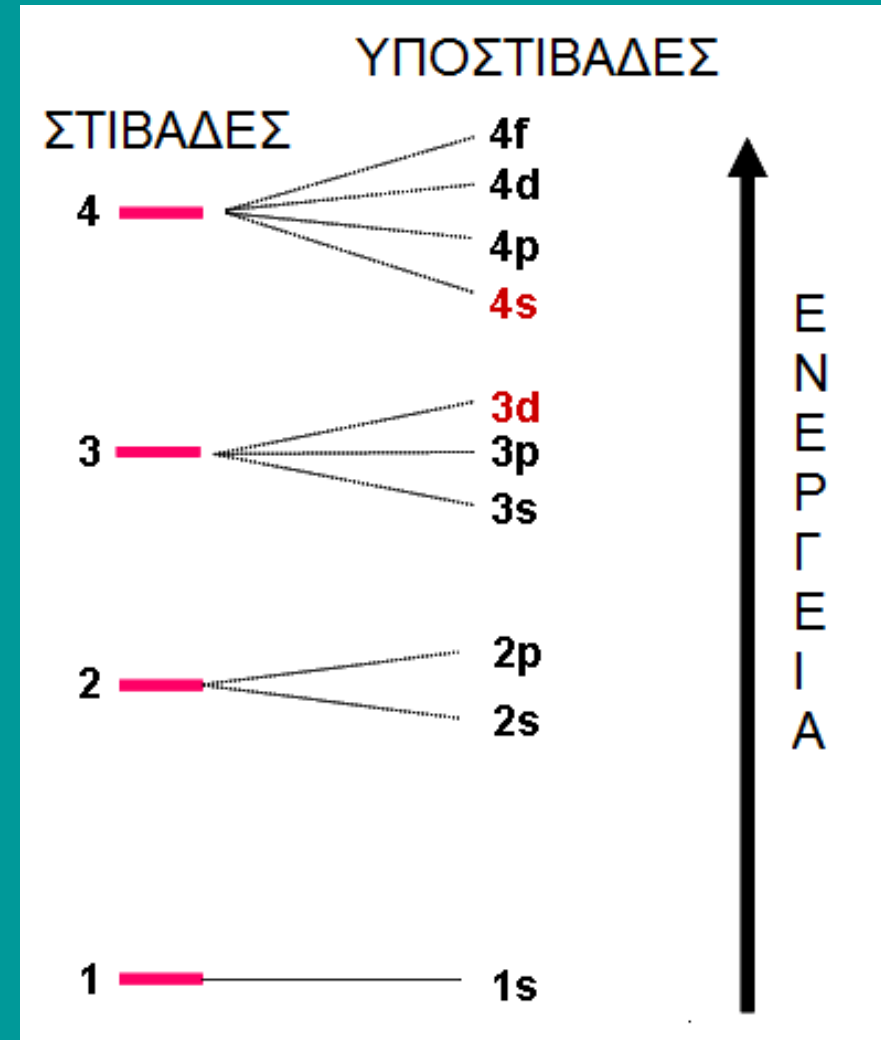


# ΔΟΜΗ ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

Στα πολυηλεκτρονικά άτομα δεν υπάρχουν μόνον αλληλεπιδράσεις μεταξύ ηλεκτρονίου – πυρήνα αλλά και των ηλεκτρονίων μεταξύ τους.

Η **ενέργεια** των ατομικών τροχιακών των πολυηλεκτρονικών ατόμων εξαρτάται από τους δύο πρώτους κβαντικούς αριθμούς (**n, l**)

**Άρση του εκφυλισμού** →



# ΑΡΧΕΣ ΔΟΜΗΣΗΣ ΑΤΟΜΩΝ (Aufbauprinzip)

## Αρχή της 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.

### ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑ- Κανόνας Klechkowsky

Μεταξύ δύο τροχιακών ή υποστιβάδων, **μικρότερη ενέργεια** έχει εκείνο με το **μικρότερο  $n+l$** .

Στη περίπτωση που το  **$n+l$  είναι ίδιο** μικρότερη ενέργεια έχει εκείνο το τροχιακό που έχει το **μικρότερο  $n$** .

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Συγκρίνουμε ως προς την ενέργεια τα τροχιακά 4s, 4p, 3d.

4s:  $n+l=4$ , 4p:  $n+l=5$ , 3d:  $n+l=5$

$4s < 3d < 4p$

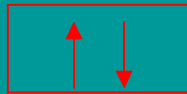
# ΑΡΧΕΣ ΔΟΜΗΣΗΣ ΑΤΟΜΩΝ

## Απαγορευτική αρχή του Pauli

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

### ΣΥΜΠΕΡΑΣΜΑΤΑ

1. Κάθε τροχιακό μπορεί να περιέχει μέχρι δύο ηλεκτρόνια



2. Η υποστιβάδα s αποτελείται από 1 τροχιακό  $\times 2 = 2 e$

Η υποστιβάδα p αποτελείται από 3 τροχιακά  $\times 2 = 6 e$

Η υποστιβάδα d αποτελείται από 5 τροχιακά  $\times 2 = 10 e$

Η υποστιβάδα f αποτελείται από 7 τροχιακά  $\times 2 = 14 e$

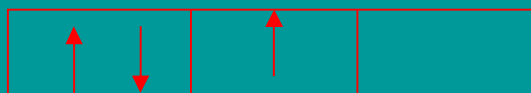
# ΑΡΧΕΣ ΔΟΜΗΣΗΣ ΑΤΟΜΩΝ

## Κανόνας του Hund

Όταν ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν εκφυλισμένα τροχιακά, η διάταξη που προτιμάται είναι αυτή που δίνει το μέγιστο συνολικό spin.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Έστω ότι θέλουμε να τοποθετήσουμε 3 e στα 2p τροχιακά

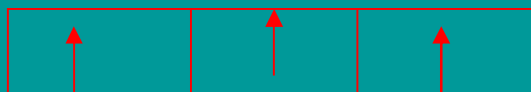


Λάθος

$p_x$

$p_y$

$p_z$

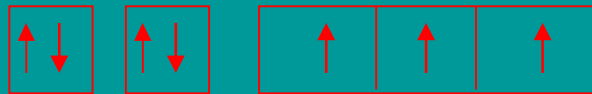


Σωστό

# ΔΟΜΗ ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

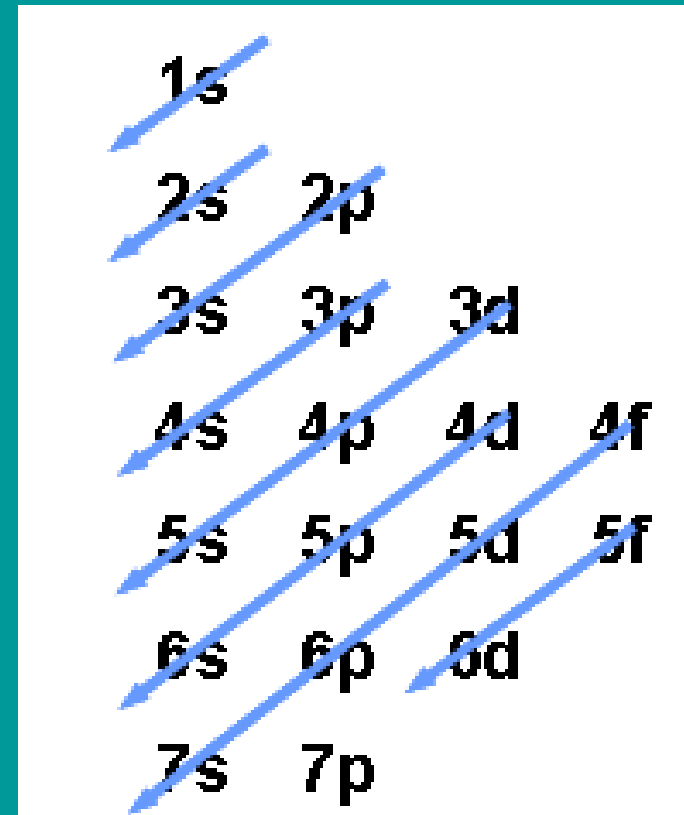
${}_{7}\text{N}$

$1s^2 \ 2s^2 \ 2p^3$



Η ηλεκτρονική δομή σε  
στοιβάδες είναι:  $K^2 L^5$

Μνημονικός κανόνας  
συμπλήρωσης των  
υποστιβάδων



# ΔΟΜΗ ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΩΝ ΑΤΟΜΩΝ

## ΕΞΑΙΡΕΣΕΙΣ

1. Όταν τοποθετηθούν e στις υποστιβάδες 4s και 3d, τότε η 4s αποκτά μεγαλύτερη ενέργεια. Το ίδιο ισχύει και για τις υποστιβάδες 4d -5s, 5d-6s. Επιπλέον η 6s συμπληρώνεται πριν από τη 5d και μετά η 4f



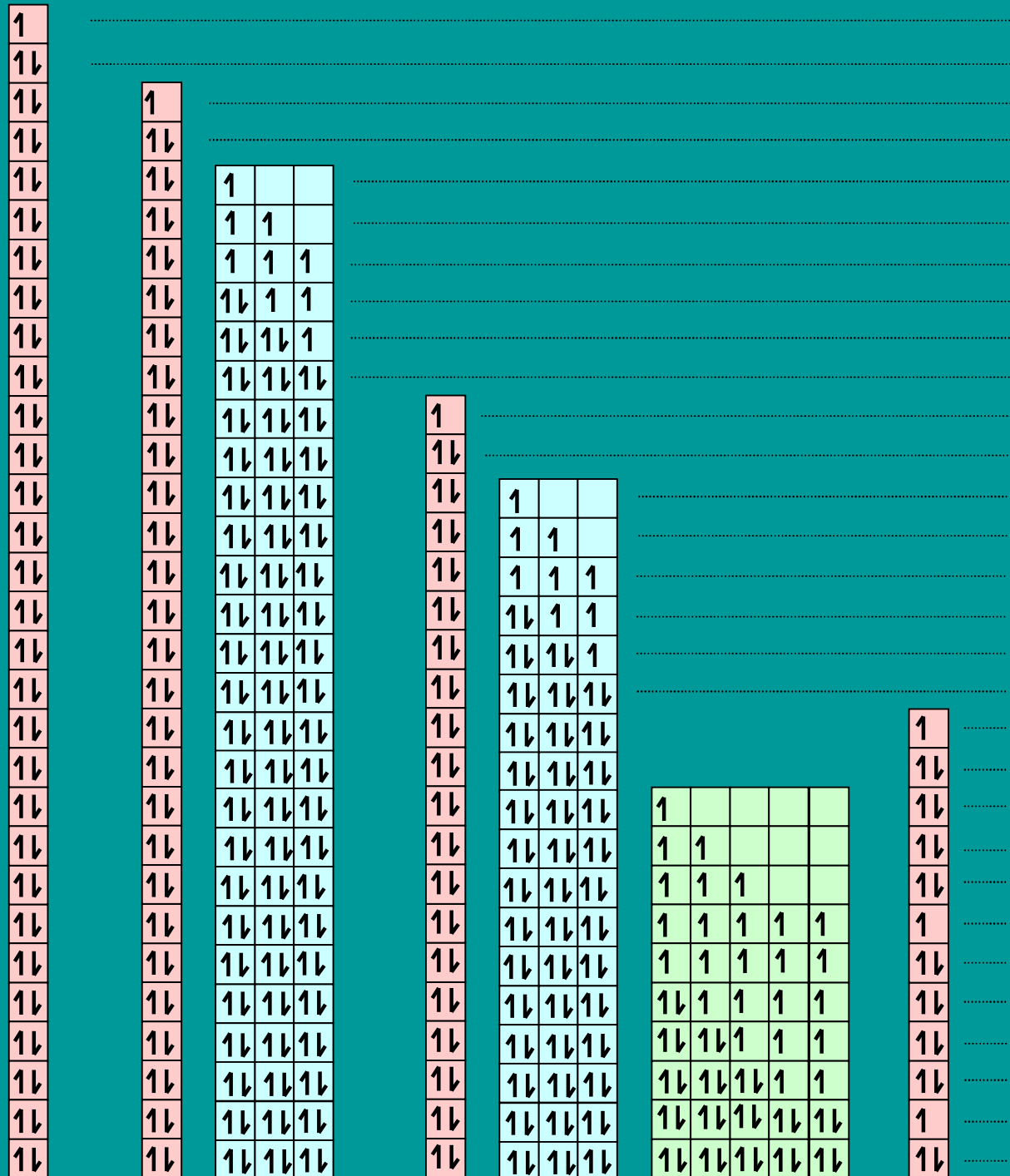
2. Προτιμώνται δομές στις οποίες η υποστιβάδα d είναι ημισυμπληρωμένη ή πλήρως συμπληρωμένη.





**ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ  
ΔΟΜΗ ΤΩΝ  
ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ  
ΜΕ Ζ= 1-30**

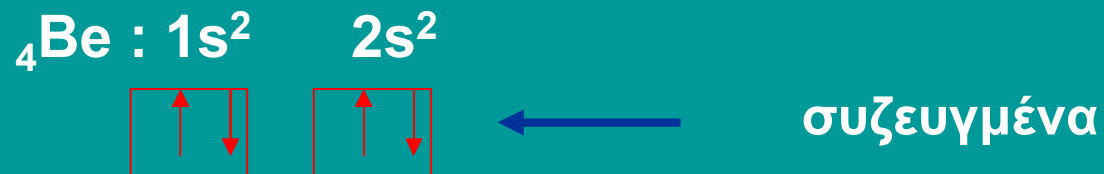
H  
He  
Li  
Be  
B  
C  
N  
O  
F  
Ne  
Na  
Mg  
Al  
Si  
P  
S  
Cl  
Ar  
K  
Ca  
Sc  
Ti  
V  
Cr  
Mn  
Fe  
Co  
Ni  
Cu  
Zn



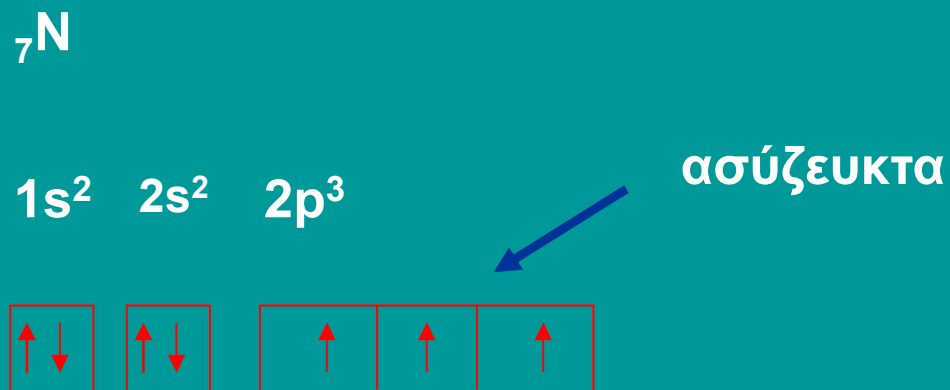
$1s^1$   
 $1s^2$   
 $1s^2 2s^1$   
 $1s^2 2s^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^1$   
 $1s^2 2s^2 2p^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^3$   
 $1s^2 2s^2 2p^4$   
 $1s^2 2s^2 2p^5$   
 $1s^2 2s^2 2p^6$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

# ΔΙΑΜΑΓΝΗΤΙΚΑ – ΠΑΡΑΜΑΓΝΗΤΙΚΑ ΑΤΟΜΑ

Άτομα που έχουν **μόνον συζευγμένα** ηλεκτρόνια, απωθούνται ελαφρά από ένα μαγνητικό πεδίο και ονομάζονται **διαμαγνητικά**



Άτομα που έχουν **ένα ή περισσότερα ασύζευκτα** ηλεκτρόνια, έλκονται ισχυρά από ένα μαγνητικό πεδίο και ονομάζονται **παραμαγνητικά**



## ΑΣΚΗΣΗ

Ποιες οι δυνατές τετράδες των κβαντικών αριθμών των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων:  ${}_7\text{N}$ ,  ${}_{29}\text{Cu}$ ;

Η ηλεκτρονική δομή του  ${}_7\text{N}$  είναι:  $1s^2$   $2s^2$   $2p^3$

Η εξωτερική στιβάδα είναι η 2<sup>η</sup>.

$2s^2$   :  $(2,0,0,+1/2)$  ,  $(2,0,0,-1/2)$

$2p^3$   :  $(2,1,+1,+1/2)$ ,  $(2,1,-1,+1/2)$ ,  $(2,1,0,+1/2)$

## ΑΣΚΗΣΗ

Η ηλεκτρονική δομή του  $_{29}\text{Cu}$  είναι:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$

γίνεται  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s$

Η εξωτερική στιβάδα είναι η 4<sup>η</sup>.

4s  : (4,0,0,+1/2)

ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

ΟΜΑΔΑ	1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Τομέας s										Τομέας p								
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	Τομέας d										31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg							
			103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg								
			Τομέας f																
ΛΑΝΘΑΝΙΔΕΣ			57 La	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			
ΑΚΤΙΝΙΔΕΣ			89 Ac	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			

## ΑΣΚΗΣΗ

Σε ποια περίοδο και σε ποια ομάδα του περιοδικού πίνακα ανήκουν τα στοιχεία:  ${}_3\text{Li}$ ,  ${}_{16}\text{S}$ ,  ${}_{22}\text{Ti}$ ;

Η ηλεκτρονική δομή του  ${}_3\text{Li}$  είναι:  $1s^2 2s^1$

$n_{\max}=2$  άρα ανήκει στη **2η περίοδο**.

Τα **τελευταία ηλεκτρόνια** που τοποθετήθηκαν ήταν στη **2s** υποστιβάδα άρα ανήκει στον **s τομέα**.

Επειδή τοποθετήθηκε **1 ηλεκτρόνιο** στη **2s υποστιβάδα** ανήκει στη **1η ομάδα**.

## ΑΣΚΗΣΗ

Η ηλεκτρονική δομή του  ${}_{16}\text{S}$  είναι:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

$n_{\max}=3$  άρα ανήκει στη 3η περίοδο.

Τα τελευταία ηλεκτρόνια που τοποθετήθηκαν ήταν στη 3p υποστιβάδα άρα ανήκει στον p τομέα.

Ομάδα: 2 (από τον s τομέα) + 10 (από τον d τομέα) + 4 (τα ηλεκτρόνια της 3p υποστιβάδας) = 16η ομάδα.

## ΑΣΚΗΣΗ

Η ηλεκτρονική δομή του  $_{22}\text{Ti}$  είναι:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

$n_{\max}=4$  άρα ανήκει στη **4η περίοδο**.

Τα **τελευταία ηλεκτρόνια** που τοποθετήθηκαν ήταν στη **3d υποστιβάδα** άρα ανήκει στο **d τομέα**.

**Ομάδα:** 2 (από τον s τομέα) + 2 (τα ηλεκτρόνια της 3d υποστιβάδας) = **4η ομάδα**.



ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

ΟΜΑΔΑ	1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ΠΕΡΙΟΔΟΣ	Τομέας s										Τομέας p								
1	1 H																		2 He
2	3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	Τομέας d										31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg							

Τομέας f

57 La	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
89 Ac	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

ΛΑΝΘΑΝΙΔΕΣ
ΑΚΤΙΝΙΔΕΣ



# ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Ποιες οι τετράδες κβαντικών αριθμών των ηλεκτρονίων σθένους των ατόμων:  ${}_{24}\text{Cr}$ ,  ${}_{15}\text{P}$
2. Χαρακτηρίστε τα παρακάτω στοιχεία ως διαμαγνητικά ή παραμαγνητικά:  ${}_{38}\text{Sr}$ ,  ${}_{13}\text{Al}$ ,  ${}_{32}\text{Ge}$ .
3. Σε ποια περίοδο και σε ποια ομάδα του περιοδικού πίνακα ανήκουν τα στοιχεία:  ${}_{20}\text{Ca}$ ,  ${}_{28}\text{Ni}$ ,  ${}_{14}\text{Si}$ .
4. Ποιος ο ατομικός αριθμός του στοιχείου που ανήκει στην 5<sup>η</sup> περίοδο και 6<sup>η</sup> ομάδα του περιοδικού πίνακα;
5. Να βρεθούν οι ατομικοί αριθμοί των στοιχείων τα οποία έχουν ως στιβάδα σθένους την M και διαθέτουν τρία μονήρη ηλεκτρόνια.

# **ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ**

## **1. Αρχές της Χημείας**

**P. Atkins - L. Jones – L. Laverman**

**(Μεταφρασμένο)**

**Εκδόσεις «Υτορία», Αθήνα 2018**

**ΚΕΦ. 1**

## **2. Βασική Ανόργανη Χημεία**

**N. Δ. Κλούρας**

**Εκδόσεις «Π.Τραυλός», Αθήνα 2002**

**ΚΕΦ. 3-5**