

ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΗ ΔΟΜΗ ΤΩΝ ΑΤΟΜΩΝ & ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ

6.1 Τροχιακό & Κβαντικοί Αριθμοί

A. Εισαγωγή: Από την «Τροχιά» στο «Τροχιακό»

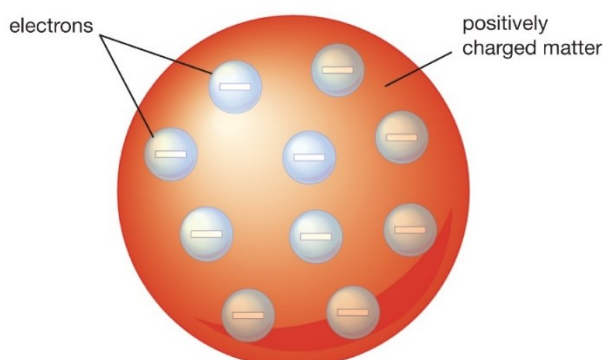
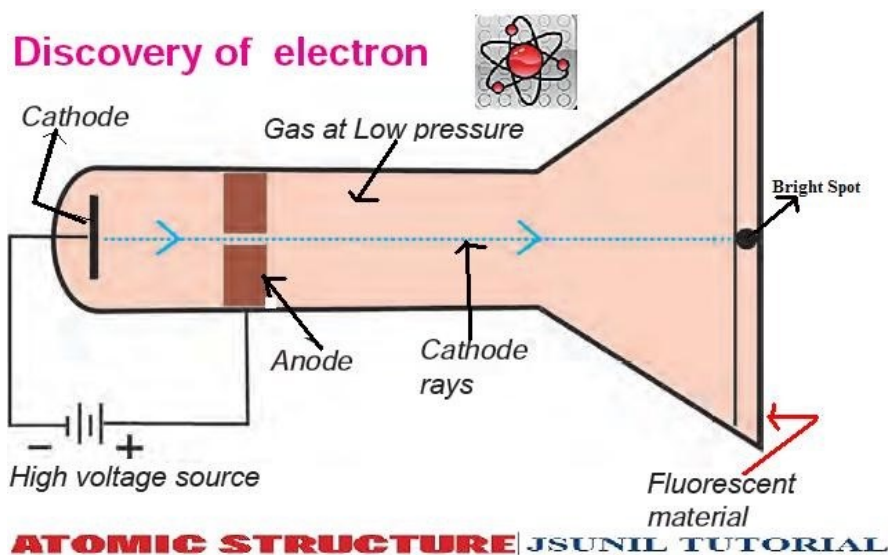
a) Ατομική Θεωρία Dalton (Αρχές 1800)

Είναι η 1^η «πλήρης προσπάθεια» περιγραφής της ύλης, μέσω δομής ατόμων & ιδιοτήτων, η οποία στηρίχθηκε στην αρχή διατήρησης της μάζας & το νόμο της σταθερής σύστασης

- Η ύλη (στοιχεία) αποτελείται από αδιαίρετα σωματίδια, ονομαζόμενα άτομα
- Τα άτομα κάθε στοιχείου είναι ίδια σε μέγεθος, μάζα* & ιδιότητες
- Τα άτομα διαφορετικών στοιχείων διαφέρουν σε μέγεθος, μάζα & άλλες ιδιότητες
- Τα άτομα δεν μπορούν να υποδιαιρεθούν, να δημιουργηθούν* ή να καταστραφούν*
- Άτομα διαφορετικών στοιχείων συνδυάζονται σε απλές ακέραιες αναλογίες για να σχηματίσουν χημικές ενώσεις
- Στις χημικές αντιδράσεις, τα άτομα συνδυάζονται, διαχωρίζονται, ή αναδιατάσσονται

b) Ατομικό πρότυπο Thomson (1904)

Ο John [Thomson](#) (*Nobel 1906*) ανακάλυψε το ηλεκτρόνιο (1897) & πρότεινε, πριν την ανακάλυψη του πυρήνα ένα ατομικό πρότυπο γνωστό ως “Plum pudding” – «Σταφιδόψωμο» ...τα άτομο αποτελούνται από ένα αριθμό αρνητικά φορτισμένων σωματιδίων, που ονόμασε «corpuscles», έγκλειστα σε μια σφαίρα ομοιόμορφα θετικά ηλεκτρισμένη...



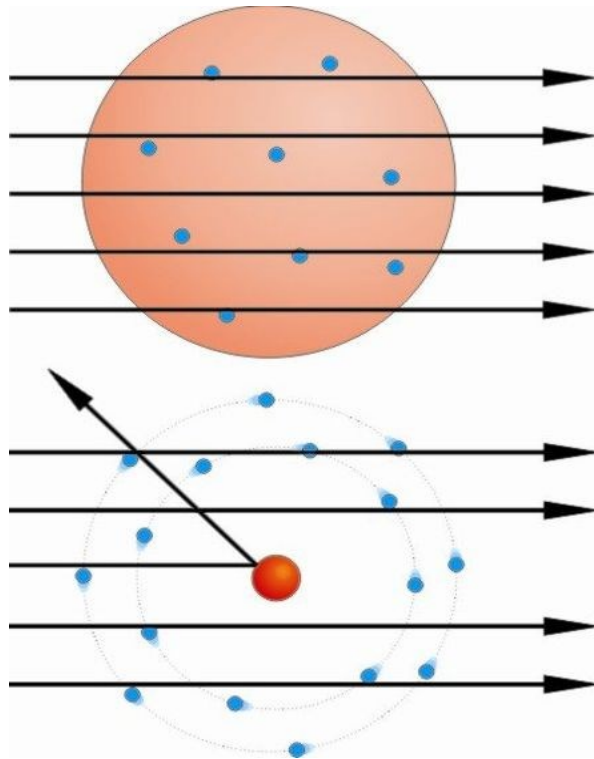
c) Ατομικό πρότυπο Rutherford (1911)

Στο πείραμα του Rutherford, βομβάρδισαν λεπτά φύλλα Au με σωματίδια α (πυρήνες ηλίου) & παρατήρησαν τις τροχιές τους.

- τα περισσότερα σωματίδια περνούσαν χωρίς να αλλάζουν πορεία, γεγονός που σημαίνει ότι ο περισσότερος χώρος στο άτομο είναι «κενός»
- μερικά σωματίδια πάθαιναν σκέδαση, δηλαδή άλλαζαν κατεύθυνση, γεγονός που σημαίνει ότι οι θετικά φορτισμένοι πυρήνες συναντούσαν θετικά φορτισμένη περιοχή που τα ανάγκασε να αποκλίνουν της πορείας τους
- ελάχιστα σωματίδια επέστρεφαν γεγονός που σημαίνει ότι συναντούσαν μια συμπαγή περιοχή, εξαιρετικά μικρού όγκου και πάθαιναν ανάκλαση.

Πειραματικά αποτελέσματα και υπολογισμοί οδήγησαν τον Rutherford (Nobel 1908) να διατυπώσει το ατομικό πρότυπο, σύμφωνα με το οποίο το άτομο αποτελείται από:

- Τον πυρήνα, που βρίσκεται στο κέντρο του ατόμου, είναι θετικά φορτισμένος και περιέχει το μεγαλύτερο μέρος της μάζας του ατόμου
- Τα ηλεκτρόνια που είναι αρνητικά φορτισμένα σωματίδια και κινούνται σε όλες τις δυνατές κυκλικές τροχιές* γύρω από τον πυρήνα και σε μεγάλες αποστάσεις (διάμετρος ατόμου 10^{-8} cm – διάμετρος πυρήνα 10^{-12} cm)
- Το συνολικό αρνητικό φορτίο των ηλεκτρονίων που περιστρέφονται γύρω από τον πυρήνα είναι ίσο με το θετικό φορτίο του πυρήνα $\Rightarrow$ Άτομο = ηλεκτρικά ουδέτερο



2

Σημείωση: Μειονεκτήματα της θεωρίας:

- ✓ Περιστροφή με επιταχυνόμενη κίνηση...συνεχής εκπομπή...
- ✓ Φάσμα συνεχές αντί για γραμμικό

d) Κβαντική θεωρία Planck (1900)

Ο Max Planck (*Nobel 1918*) διατύπωσε την κβαντική θεωρία:

Η ακτινοβολία εκπέμπεται ή απορροφάται όχι κατά συνεχή τρόπο αλλά ασυνεχώς σε «μικρά ενεργειακά πακέτα» - μοναδιαίες ποσότητες, γνωστά ως κβάντα. Τα κβάντα φωτός ή της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας γενικότερα ονομάζονται φωτόνια

$E = h \cdot f$	$E =$ Ενέργεια κβάντου (J)
	$h =$ Σταθερά Planck $6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s}$
	$f =$ Συχνότητα Ακτινοβολίας (s^{-1} ή Hz)

- **κβάντα** είναι αδιαίρετα τμήματα ποσότητας που σχετίζονται και με την ενέργεια και την ορμή στοιχειωδών σωματιδίων, φωτονίων και άλλων μποζονίων, με μονάδες ίδιες με τη σταθερά του Planck. Λέμε ότι μια φυσική ιδιότητα «μπορεί να κβαντιστεί» ή «είναι κβαντισμένη», αν το μέγεθός της μπορεί να λάβει μόνο διακριτές αριθμητικές τιμές, αντί για κάθε πιθανή τιμή, τουλάχιστον σε κάποιο εύρος
- **Φωτόνια** είναι στοιχειώδη σωματίδια, τα κβάντα του ηλεκτρομαγνητικού πεδίου και οι «βασικές μονάδες» - «διακριτά πακέτα ενέργειας» φωτός και κάθε άλλης ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας και αποτελούν τον κομιστή της ηλεκτρομαγνητικής δύναμης. Το φωτόνιο επιτρέπει την αλληλεπίδραση σε μεγάλες αποστάσεις, λόγω έλλειψης μάζας σε ακινησία*. Ακόμη, όπως όλα τα στοιχειώδη σωματίδια, τα φωτόνια υπόκεινται στους νόμους της κβαντικής μηχανικής και παρουσιάζουν κυματοσωματιδιακό дуϊσμό
- **Στοιχειώδες σωματίδιο** χαρακτηρίζεται το μικρότερο δομικό σωματίδιο της ύλης που ανακαλύφθηκε, το οποίο μέχρι σήμερα δεν διαιρείται περαιτέρω, δηλαδή δεν έχει εσωτερική δομή σύμφωνα με τις γνώσεις μας. π.χ. ηλεκτρόνιο
 - ❖ Τα στοιχειώδη σωματίδια κατατάσσονται σε σωματίδια δομής και φορείς:
 - ✓ Τα **σωματίδια δομής** αποκαλούνται φερμιόνια (fermions), όπως κουάρκ (quarks) και λεπτόνια (leptons)
 - ✓ Τα **σωματίδια φορείς** δυνάμεων αποκαλούνται μποζόνια (bosons)
- Ένταση φωτός είναι ρυθμός ροής φωτονίων (αριθμός ανά μονάδα χρόνου)
- Υπάρχουν αποδείξεις ότι το φως αποτελείται από σωματίδια που παρουσιάζουν ορμή, δηλαδή μπορούν να μετακινήσουν αντικείμενα

Σημείωση: Συχνότητα $\mathcal{E}$ μήκος κύματος συνδέονται με τη σχέση:

$c = \lambda \cdot f$	$c =$ Ταχύτητα διάδοσης ηλεκτρομαγνητικού κύματος ($m.s^{-1}$)
	$\lambda =$ Μήκος κύματος (m)
	$f =$ Συχνότητα Ακτινοβολίας (s^{-1} ή Hz)

Σημείωση: Η ταχύτητα διάδοσης ηλεκτρομαγνητικού κύματος σε κενό είναι $c_0 = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Σημείωση: Το μήκος κύματος (λ) έχει ως μονάδα μέτρησης το m . Συχνά χρησιμοποιούνται τα υποπολλαπλάσια: $1\mu m = 10^{-6} m$, $1nm = 10^{-9} m$, $1\text{\AA} = 10^{-10} m$

e) Ατομικό πρότυπο Bohr (1913)

Ο Bohr (*Nobel 1922*) στηρίχθηκε στο ατομικό πρότυπο του Rutherford και στη κβαντική θεωρία του Planck και διατύπωσε δυο συνθήκες:

1) 1^η Συνθήκη Bohr (μηχανική συνθήκη)

«Τα ηλεκτρόνια σε ένα άτομο κινούνται σε ορισμένες μόνο κυκλικές τροχιές (επιτρεπόμενες), σε συγκεκριμένες αποστάσεις από τον πυρήνα με συγκεκριμένη ενέργεια»

Σημείωση: Η στροφορμή του ηλεκτρονίου είναι ακέραιο πολλαπλάσιο $h/2\pi$.

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

- m = μάζα σωματιδίου (Kg)
- u = ταχύτητα σωματιδίου ($m \cdot s^{-1}$)
- r = ακτίνα τροχιάς (m)
- $h = 6,63 \times 10^{-34}$ (J.s)
- $\pi = 3,1415...$

Στην περίπτωση του ατόμου του υδρογόνου για ένα πρωτόνιο και ένα ηλεκτρόνιο ισχύει:

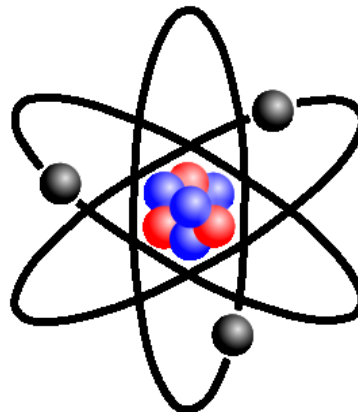
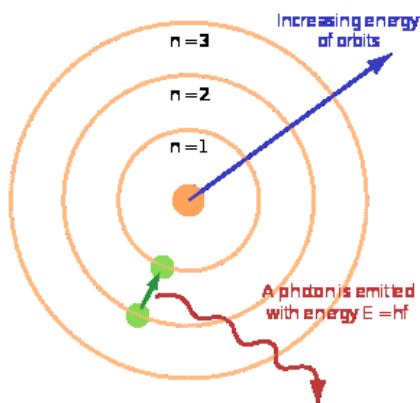
$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{n^2}$$

- E_n = Ενέργεια τροχιάς n
- n = κύριος κβαντικός αριθμός (1, 2, 3 ...)

2) 2^η Συνθήκη Bohr (οπτική συνθήκη)

«Τα ηλεκτρόνια κινούνται στις επιτρεπόμενες τροχιές, έχουν καθορισμένη ενέργεια και κατά την κίνησή τους δεν εκπέμπουν ακτινοβολία, παρά μόνον όταν ένα ηλεκτρόνιο μεταπηδήσει από επιτρεπόμενη τροχιά ενέργειας E_2 σε τροχιά μικρότερης ενέργειας E_1 :

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot f \quad (\text{Συχνότητα } f \text{ σε Hz})$$



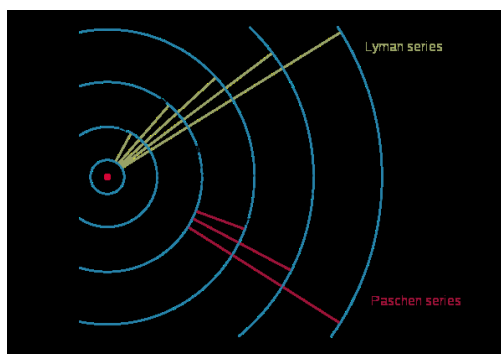
Σημείωση: Ένα άτομο λέμε ότι είναι σε **θεμελιώδη κατάσταση**, όταν τα ηλεκτρόνιά του είναι όσο το δυνατόν πλησιέστερα στον πυρήνα του

Σημείωση: Ένα άτομο λέμε ότι είναι σε **διεγερμένη κατάσταση**, όταν τουλάχιστον ένα από τα ηλεκτρόνια τους βρίσκεται σε ενεργειακή στάθμη υψηλότερη της θεμελιώδους

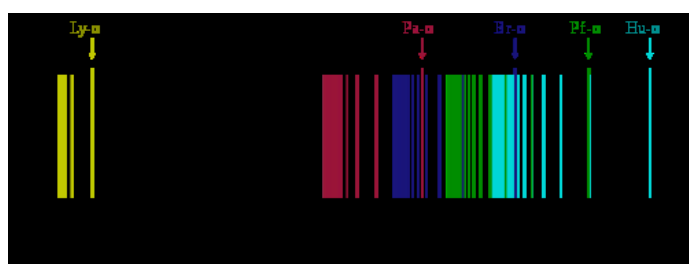
Σημείωση: Εφ' όσον οι ενεργειακές στάθμες E_2 & E_1 είναι καθορισμένες, συνεπάγεται ότι και $\Delta E = E_2 - E_1$ είναι καθορισμένη, επομένως το φάσμα του ατόμου είναι γραμμικό

Σημείωση: Για να μεταπηδήσει ένα ηλεκτρόνιο από ανώτερη σε κατώτερη στάθμη ενέργειας, σημαίνει ότι προηγουμένως είχε περάσει από τη θεμελιώδη κατάσταση σε διεγερμένη κατάσταση, με απορρόφηση ενέργειας

Στο παρακάτω σχήμα φαίνονται τα μήκη κύματος που αντιστοιχούν σε κάθε φωτόνιο που περνά από διεγερμένη κατάσταση στη σε μια τροχιά χαμηλότερης ενέργειας.

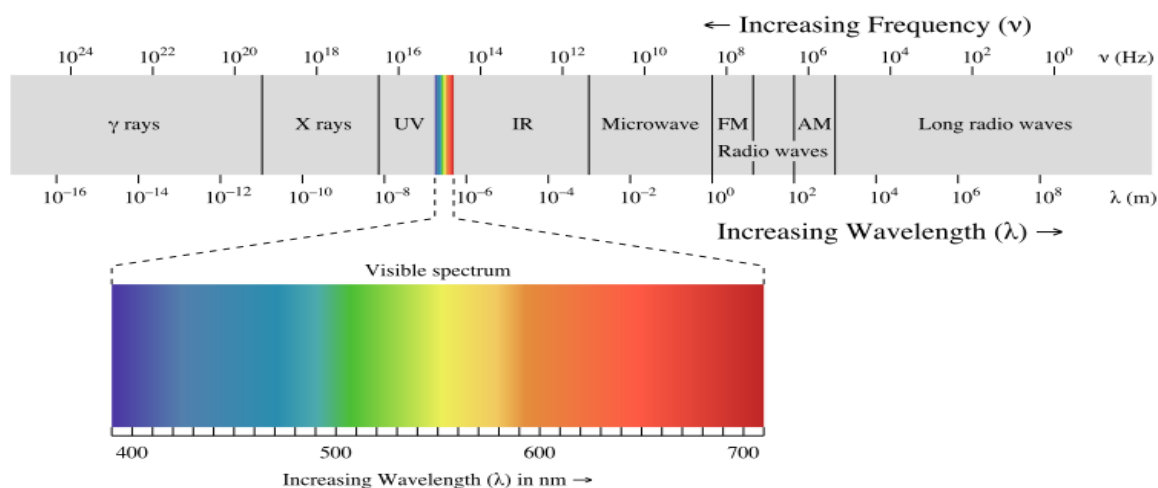


Το πλήρες φάσμα του υδρογόνου και το φάσμα στην περιοχή του ορατού φωτός



5

Το ηλεκτρομαγνητικό φάσμα του φωτός για συγκριτικούς λόγους



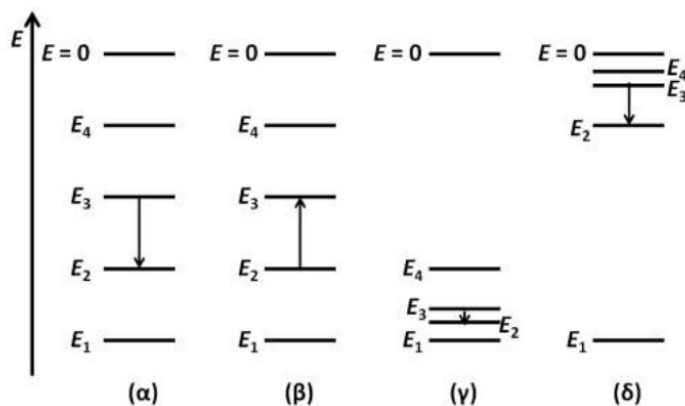
Σημείωση: Στη βιβλιογραφία το υβρίδιο ατομικό πρότυπο κλασσικής και κβαντικής μηχανικής, αναφέρεται συχνά και ως «Μοντέλο Rutherford – Bohr»

Σημείωση: Μειονεκτήματα της θεωρίας του Bohr:

- ✓ Δεν προβλέπει τα φάσματα για άτομα πολύπλοκότερα του υδρογόνου
- ✓ Δεν δίνει πληροφορίες για την κατανομή & διευσθέτηση των ηλεκτρονίων
- ✓ Τα ηλεκτρόνια θα έπρεπε να πέφτουν πάνω στον πυρήνα (σταθερή επιτάχυνση!)
- ✓ Δεν εξηγεί τους χημικούς δεσμούς

Ερώτηση 1 (2020) – Μονάδες 5:

Ποιο από τα διαγράμματα α, β, γ & δ αναπαριστά την μετάπτωση από τη στάθμη $n = 3$ προς τη στάθμη $n = 2$ στο ατομικό φάσμα του υδρογόνου; Αιτιολόγηση



f) Ατομικό πρότυπο Sommerfeld (1916)

Το ατομικό πρότυπο του Bohr βελτιώθηκε από τον Arnold Sommerfeld, ο οποίος διατύπωσε τη θεωρία ότι τα ηλεκτρόνια:

- 3) Μπορούν να κινούνται σε διαφορετικές από τις κυκλικές τροχιές και εισήγαγε τον όρο «υποστοιβάδες»
- 4) Εκτός από κυκλικές τροχιές μπορούν να διαγράφουν και ελλειπτικές τροχιές

Β. Σύγχρονη ατομική θεωρία

Για τη φύση & την κίνηση του ηλεκτρονίου, δεχόμαστε σήμερα τις θεωρίες των de Broglie, Heisenberg & Schrodinger, οι οποίες αποτελούν τις βάσεις για τη σύγχρονη ατομική θεωρία:

- 1) “Το φως, του οποίου το κβάντο ονομάζεται φωτόνιο, όπως κάθε κινούμενο σωματίδιο παρουσιάζει διττή φύση σωματιδίου (κβάντο) & κύματος (ηλεκτρομαγνητικό κύμα)” Κυματική θεωρία της ύλης – De Broglie (1924)

Σημείωση: Η θεωρία του Louis de Broglie για τον κυματοσωματιδιακό δυϊσμό βασίστηκε στις εργασίες του Albert Einstein & Max Planck πάνω στο φως

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

- λ = μήκος κύματος (m)
- $h = 6,63 \times 10^{-34}$ (J.s) (Planck)
- m = μάζα σωματιδίου (Kg)
- v = ταχύτητα σωματιδίου (m.s⁻¹)

Σημείωση: Η φύση του φωτός ή ενός ηλεκτρονίου δεν αλλάζει συνεχώς απλώς εκδηλώνεται ο χαρακτήρας του ανάλογα με τις πειραματικές συνθήκες

Σημείωση: Από την εξίσωση προκύπτει ότι για να «εκδηλωθεί» ο κυματικός χαρακτήρας ενός σωματιδίου θα πρέπει να έχει πολύ μικρή μάζα και μεγάλη ταχύτητα

- 2) “Είναι αδύνατο να προσδιορίσουμε με ακρίβεια συγχρόνως θέση & ορμή ($p = m \cdot v$) ενός μικρού σωματιδίου, π.χ ηλεκτρόνιο»

Αρχή αβεβαιότητας / απροσδιοριστίας – Heisenberg (1927)

- 3) “Κυματική εξίσωση που συσχετίζει μαθηματικά τη σωματιδιακή & κυματική συμπεριφορά του ηλεκτρονίου»

Κυματική εξίσωση – Schrodinger (1928)

- Η λύση της κυματικής εξίσωσης οδηγεί στις **κυματοσυναρτήσεις Ψ** , οι οποίες δεν έχουν φυσική σημασία, αλλά περιγράφουν την κατάσταση του ηλεκτρονίου με ορισμένη ενέργεια (E_n) & **ονομάζονται ατομικά τροχιακά**
- Η τιμή $\Psi=0$ υποδεικνύει απουσία ηλεκτρονίου
- Η τιμή $\Psi \neq 0$ υποδεικνύει παρουσία ηλεκτρονίου
- Η ποσότητα Ψ^2 εκφράζει την πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο σε ορισμένο σημείο του χώρου γύρω από τον πυρήνα ενώ η πυκνότητα του ηλεκτρονικού νέφους δίνεται από το γινόμενο $-e \cdot \Psi^2$

- 4) Συνοπτικά:

- Στην κβαντική μηχανική ένα σωματίδιο περιγράφεται από ένα κύμα και η θέση του θεωρείται στο σημείο μέγιστου πλάτους ενώ η ορμή το μήκος κύματος
- Το ηλεκτρόνιο είναι υλικό σωματίδιο που κινείται σε τροχιά αλλά και σωματίδιο με κυματικό χαρακτήρα σαν νέφος και ονομάζεται ηλεκτρονιακό νέφος
- Αρχή αβεβαιότητας «όσο μεγαλύτερη ακρίβεια επιτυγχάνεται στη μέτρηση τη θέσης τόσο μικρότερη ακρίβεια επιτυγχάνεται στη μέτρηση της ορμής» $\Delta p \cdot \Delta x \geq h/2\pi$
- Κύρια χαρακτηριστικά ηλεκτρονιακού νέφους: μέγεθος, σχήμα & προσανατολισμός
- Τα χαρακτηριστικά του ηλεκτρονικού νέφους εξαρτώνται από την πυκνότητά του σε διάφορα σημεία στο χώρο
- Είναι μια δεμελιώδης αρχή του συστήματος και όχι ένα σφάλμα που υπεισέρχεται από τον τρόπο μέτρησης που χρησιμοποιεί ο παρατηρητής
- Ο όρος τροχιά αντικαθίσταται από τον όρο τροχιακό, ως η περιοχή στην οποία υπάρχει μεγάλη πιθανότητα να βρεθεί ένα ηλεκτρόνιο
- Το τροχιακό εκφράζει την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο

Ερώτηση 2 (2002) – Μονάδες 5:

Η μάζα του πρωτονίου (m_p) είναι 1836 φορές μεγαλύτερη από τη μάζα του ηλεκτρονίου (m_e). Αν πρωτόνιο & ηλεκτρόνιο κινούνται με την ίδια ταχύτητα, ποια είναι η σχέση των αντίστοιχων μηκών κύματος λ_p & λ_e , σύμφωνα με την κυματική θεωρία της ύλης του de Broglie;

$$\lambda_e = 1836\lambda_p$$

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

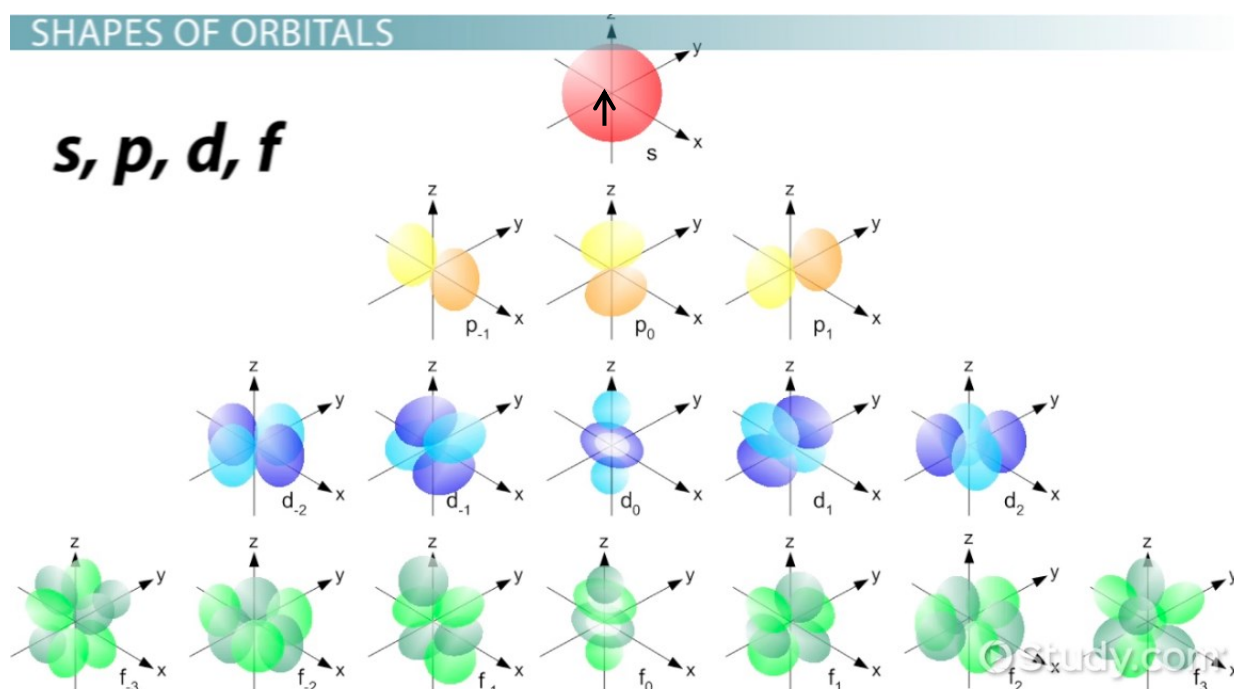
$$\lambda_e = \lambda_p$$

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

Απεικόνιση τροχιακών – ΟΧΙ Απομνημόνευση!

	s (l=0)	p (l=1)				d (l=2)					f (l=3)					
	m=0	m=0	m=±1		m=0	m=±1		m=±2		m=0	m=±1		m=±2		m=±3	
	s	p _z	p _x	p _y	d _{z²}	d _{xz}	d _{yz}	d _{xy}	d _{x²-y²}	f _{z³}	f _{xz²}	f _{yz²}	f _{xyz}	f _{z(x²-y²)}	f _{x(x²-3y²)}	f _{y(3x²-y²)}
n=1																
n=2																
n=3																
n=4																
n=5										...	...	...	...	...	...	...
n=6					...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...
n=7		...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...	...

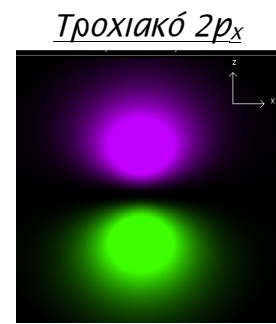
8



Applet τροχιακών υδρογόνου: <http://www.falstad.com/qmatom/>



Άτομο ηλίου: τα πρωτόνια απεικονίζονται με κόκκινο και τα νετρόνια με μωβ



Σημείωση: Σήμερα θεωρείται ότι η αβεβαιότητα υπάρχει στο ίδιο το σωματίδιο, πριν ακόμη πραγματοποιηθεί η μέτρηση

Σημείωση: Πειράματα με μεγαλύτερα «αντικείμενα» από τα φωτόνια και τα ηλεκτρόνια, μέχρι 1600u ($C_{60}F_{48}$), απέδειξαν την κυματική υπόστασή τους

γ. Κβαντικοί αριθμοί

Επίλυση της κυματικής εξίσωσης του Schrodinger για άτομο υδρογόνου, οδηγεί στον κύριο κβαντικό αριθμό, στο δευτερεύοντα κβαντικό αριθμό και στο μαγνητικό κβαντικό αριθμό.

- ✓ Κάθε τριάδα κβαντικών αριθμών αποτελεί μια λύση της εξίσωσης και καθορίζει ένα τροχιακό του ατόμου
- ✓ Κάθε τροχιακό περιέχει δυο (2) ηλεκτρόνια με αντιπαράλληλα spin και έτσι ορίζεται ο τέταρτος κβαντικός αριθμός

1) Κύριος κβαντικός αριθμός (n):

- ❖ Καθορίζει τη μέση απόσταση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα, δηλαδή το μέγεθος του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού) – (κβαντομηχανική)
- ❖ Καθορίζει την ενέργεια & την τροχιά που κινείται το ηλεκτρόνιο (Bohr)
- ❖ Όσο μεγαλύτερη τιμή έχει ο κύριος κβαντικός τόσο πιο απομακρυσμένο από τον πυρήνα του ατόμου – κατά μέσο όρο – είναι το ηλεκτρονιακό νέφος
- ❖ Είναι ενδεικτικός της έλξης πυρήνα - ηλεκτρόνιο
- ❖ Παίρνει τιμές $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots$ και αντιστοιχούν στα γράμματα:

$n = 1 \rightarrow K$ $n = 2 \rightarrow L$ $n = 3 \rightarrow M$ $n = 4 \rightarrow N$ $n = 5 \rightarrow O$ $n = 6 \rightarrow P$ $n = 7 \rightarrow Q \dots$

2) Δευτερεύον ή αζιμουδιακός κβαντικός αριθμός (ℓ):

- ❖ Καθορίζει το σχήμα του ηλεκτρονιακού νέφους (ή τροχιακού)
- ❖ Καθορίζει το είδος και τον αριθμό των υποστοιβάδων μιας στοιβάδας
- ❖ Παίρνει ακέραιες τιμές $\ell = 0, 1, 2 \dots$ έως $n-1$ (n = κύριος κβαντικός αριθμός)

$\ell=0 \rightarrow (s)harp$ | $\ell=1 \rightarrow (p)rincipal$ | $\ell=2 \rightarrow (d)iffuse$ | $\ell=3 \rightarrow (f)undamental$ |

Παράδειγμα: Η στιβάδα $n = 3$ έχει τρεις υποστοιβάδες $\ell = 0, \ell = 1$ & $\ell = 2$

3) Μαγνητικός κβαντικός αριθμός (m_ℓ):

- ❖ Καθορίζει τον προσανατολισμό ηλεκτρονιακού νέφους στο χώρο (Άξονες x, y & z)
- ❖ Καθορίζει τον αριθμό των τροχιακών μιας υποστοιβάδας
- ❖ Είναι ενδεικτικός της άπωσης μεταξύ των ηλεκτρονίων
- ❖ Παίρνει ακέραιες τιμές από $-\ell$ έως και $+\ell$, δηλαδή παίρνει $(2\ell + 1)$ τιμές
- ❖ Μαγνητικός αριθμός τιμές $m_\ell = -1$ (p_y), 0 (p_z), $+1$ (p_x)

Παράδειγμα: Η δεύτερη στιβάδα ($n = 2$), έχει ως μια από τις υποστοιβάδες της την $\ell = 1$, για την οποία ο τρίτος κβαντικός αριθμός παίρνει τις τιμές $m_\ell = +1, 0$ & -1 (τροχιακά p_x, p_z & p_y)

4) Μαγνητικός κβαντικός αριθμός του spin (m_s):

- ❖ Το ηλεκτρόνιο παρουσιάζει περιστροφή και γύρω από τον άξονά του, πλην της κίνησης ως προς τον πυρήνα
- ❖ Το spin καθορίζει τον προσανατολισμό της στροφορμής του ηλεκτρονίου λόγω περιστροφής γύρω από τον άξονά του. Παίρνει πάντα τις τιμές $-\frac{1}{2}$ & $+\frac{1}{2}$

Αριστερόστροφα	$+\frac{1}{2}$	↑	Δεξιόστροφα	$-\frac{1}{2}$	↓
----------------	----------------	---	-------------	----------------	---

- ❖ Ο κβαντικός αριθμός του spin ΔΕΝ συμμετέχει στη διαμόρφωση της τιμής της ενέργειας του ηλεκτρονίου ούτε στον καθορισμό του τροχιακού

Ερώτηση 3: Πόσα ηλεκτρόνια παίρνουν τα τροχιακά:

2s	3s	3p _x	3p _z	4s	4p _x	5s	5p _y
...	...	...	...	...	...	...	...

Ερώτηση 4 (2009) – Μονάδες 5: Το ατομικό τροχιακό στο οποίο βρίσκεται το ηλεκτρόνιο ατόμου υδρογόνου, καθορίζεται από τους κβαντικούς αριθμούς:

α: n & ℓ β: ℓ & m_ℓ γ: n, ℓ & m_ℓ δ: n, ℓ, m_ℓ & m_s

Ερώτηση 5 (2020) – Μονάδες 1: Το ηλεκτρόνιο στο τροχιακό 1s του ατόμου του υδρογόνου βρίσκεται κατά μέσο όρο στην ίδια απόσταση από τον πυρήνα με το αντίστοιχο e στο άτομο C

~~**Ερώτηση 6:** Με ποιους κβαντικούς αριθμούς προσδιορίζεται μια υποστοιβάδα~~

~~**Ερώτηση 7:** Να γράψετε τέσσερις (4) διαφορές των υποστοιβάδων s & p~~

Θέμα 1^ο

1.1) :

☐
☐
☐
☐

1.2) ;

☐
☐
☐
☐

1.3) :

☐
☐
☐
☐

1.4) :

☐
☐
☐
☐

1.5) ;

☐
☐
☐
☐

12

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- 1) Μαυρόπουλος, Μ.; «Χημεία Ανόργανη Οργανική» Α. Μαυρόπουλος Copyright Αθήνα 1986
- 2) Λιοδάκης, Σ.; Γάκης, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Π.; Κάλλης Α.; «Χημεία» Γ' Ενιαίου Λυκείου, Τεύχος Β, ΟΕΔΒ - Αθήνα, ISBN 978-960-06-5117-1
- 3) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ2 Λυκείου Α' Τεύχος» Αθήνα, Copyright 2007, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 970-960-449-764-5
- 4) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης, Τεύχος Β'» Αθήνα, Copyright 2008, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 978-960-449-764-5
- 5) Brady J.; Humiston G.; "General Chemistry – Principles & structure", Publishers Wiley & sons, Edition 5, Copyright 1990 ISBN-13: 978-0471621317
- 6) Μαυρόπουλος, Μ.; «Διδάσκω Χημεία» Αθήνα, Copyright 1997, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 960-460-261-6
- 7) www.chemguide.co.uk/atoms/properties/atomorbs.html (απεικόνιση πυκνότητας τροχιακών με τελείες)
- 8) <https://www.youtube.com/watch?v=kBgIMRV895w>
- 9) <https://www.chemteam.info/Electrons/Hydrogen-Spectrum.html>
- 10) https://chem.libretexts.org/Courses/Solano_Community_College/Chem_160/Chapter_07:_Atomic_Structure_and_Periodicity/7.03_The_Atomic_Spectrum_of_Hydrogen
- 11)