

ΑΤΟΜΙΚΟ ΠΡΟΤΥΠΟ ΤΟΥ BOHR

Το 1913 ο Δανός φυσικός Niels Bohr έκανε γνωστή τη θεωρία που είχε συνθέσει για να ερμηνεύσει τα γραμμικά ατομικά φάσματα τα οποία είχαν βρεθεί πειραματικά και εξηγηθεί εμπειρικά κατά σειρά από τους Balmer, Lyman, Paschen, Brackett, Pfund κ.α..

Παραδοχές του Ατομικού Πρότυπου του Bohr (1913)

1. Το άτομο περιγράφεται από το πυρηνικό μοντέλο του Rutherford (θετικός πυρήνας + περιφερόμενα ηλεκτρόνια)
2. Τα άτομα βρίσκονται σε **στάσιμες καταστάσεις (ΣΚ)** που χαρακτηρίζονται από συγκεκριμένες ηλεκτρονικές τροχιές, οι οποίες αριθμούνται με τον **κβαντικό αριθμό $n=1,2,3,\dots$** και έχουν **διακριτές ενέργειες (E_n)** με $E_1 < E_2 < E_3 < \dots$
3. Η ΣΚ με την ελάχιστη ενέργεια είναι ευσταθής και ονομάζεται **βασική**, ενώ οι υπολοιπες λέγονται **διεγερμένες** και είναι ασταθείς.
4. Ένα άτομο μεταβαίνει με «**άλμα**» από μια κατάσταση (m) σε μια άλλη (n) εκπέμποντας ή απορροφώντας ένα φωτόνιο συχνότητας

$$f = \frac{\Delta E_{\text{atom}}}{h} = \frac{|E_m - E_n|}{h}$$
5. Ένα άτομο μπορεί να διεγερθεί με **ανελαστική κρούση** με ένα ελεύθερο ηλεκτρόνιο ή με άλλο άτομο.
6. Τα άτομα μεταβαίνει αυθόρμητα στην **κατάσταση ελάχιστης ενέργειας (βασική)**. Αν διεγερθεί, κατόπιν επανέρχεται με διαδοχικά άλματα στη βασική κατάσταση.

Συνδίασε την ιδέα της κβάντωσης της ενέργειας (Einstein) με το πυρηνικό άτομο (Rutherford)

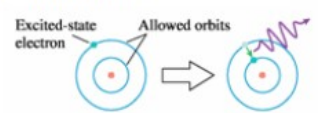


Niels Bohr

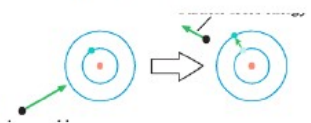
Απορροφήση φωτός



Εκπομπή φωτός



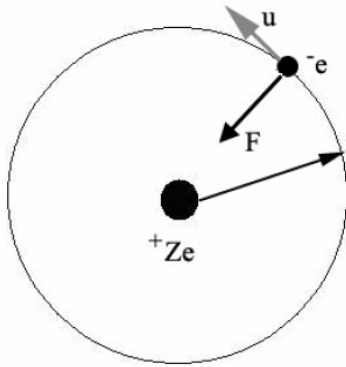
Διέγερση με κρούση



Βασιζόμενος στην υπόθεση ότι η ενέργεια του ατόμου είναι κβαντισμένη (E_n) απέδειξε ότι και η **στροφορμή του ηλεκτρονίου είναι κβαντισμένη** $L_n = n\hbar$ όπου $L = mvr$ και $\hbar = h/2\pi$

Με τη βοήθεια του μοντέλου του Bohr είναι δυνατό να κατανοηθεί πλήρως το γραμμικό φάσμα του απλούστερου όλων των ατόμων, του ατόμου του υδρογόνου.





Σύμφωνα με την κλασική μηχανική, η αναγκαία και ικανή συνθήκη για να κινείται ένα ηλεκτρόνιο σε κυκλική τροχιά γύρω από τον πυρήνα δίνεται από την εξίσωση

$$F_{\text{Coulomb}} = F_{\text{κ}} \Rightarrow \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Ze \cdot e}{r^2} = m \cdot \frac{u^2}{r} \Rightarrow r = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 m u^2} \quad (1)$$

Αλλά σύμφωνα με την κβάντωση της στροφορμής του ηλεκτρονίου του Bohr έχουμε:

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

Συνδυάζοντας τις παραπάνω εξισώσεις προκύπτει η ακτίνα των επιτρεπόμενων τροχιών ως:

$$r_n = n^2 \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2 Z} \Rightarrow \boxed{r_n = n^2 \frac{a_o}{Z}} \quad (3)$$

όπου $a_o = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{me^2} = 0,529 \text{ \AA}$ η ακτίνα Bohr.



Προσδιορισμός ενέργειας στάσιμων τροχιών

Η ολική ενέργεια του ηλεκτρονίου (E_n) του ατόμου του υδρογόνου, το οποίο κινείται στην τυχαία στάσιμη τροχιά με ακτίνα r_n είναι πάντα το άθροισμα της κινητικής (K_n) και της δυναμικής (U_n) του ενέργειας και δίνεται από την παρακάτω εξίσωση:

$$E_n = K_n + U_n = \frac{1}{2} m \cdot u^2 + \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Ze(-e)}{r_n} \quad (4)$$

Από την (1) προκύπτει : $m v^2 = \frac{Z e^2}{4\pi\epsilon_0 r_n}$ οπότε η (4) δίνει την ενεργειακή κβάντωση:

$$E_n = -\frac{Z^2 m e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2} \Rightarrow E_n = -\frac{Z^2 E_o}{n^2} \quad (5)$$

όπου $E_o = \frac{m e^4}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} = 13,6 eV$



Ατομικά φάσματα εκπομπής – απορρόφησης

Όταν το ηλεκτρόνιο μεταπηδά από μια εξωτερική τροχιά n σε μια εσωτερική m τότε εκπέμπεται φωτόνιο έτσι ώστε:

$$E_{\text{φωτονίου}} = \Delta E = E_n - E_m \Rightarrow hf = -Z^2 E_o \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) \Rightarrow$$

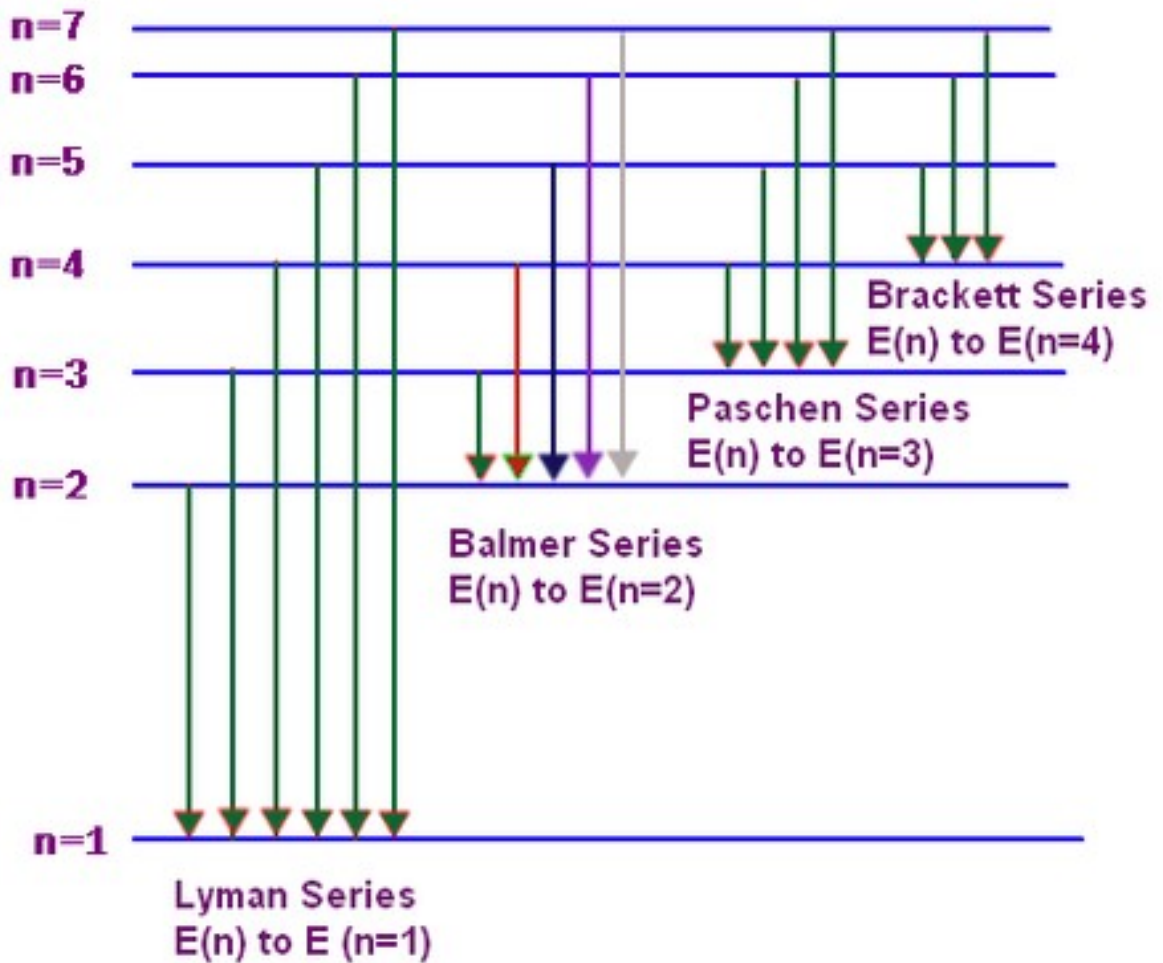
$$\Rightarrow \frac{hc}{\lambda} = Z^2 E_o \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{Z^2 E_o}{hc} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow$$

$$\boxed{\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = Z^2 R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad (m=1,2,3,\dots \text{ και } n=m+1,m+2,\dots)$$

όπου $R=1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ η σταθερά Rydberg.

- Για $m=1$ και $n=2,3,4,\dots$ προκύπτει η *φασματική σειρά Lyman* η οποία βρίσκεται όλη στο υπεριώδες.
- Για $m=2$ και $n=3,4,5,\dots$ προκύπτει η *φασματική σειρά Balmer* η οποία βρίσκεται όλη στο ορατό.
- Για $m=3$ και $n=4,5,6,\dots$ προκύπτει η *φασματική σειρά Paschen* η οποία βρίσκεται στο ορατό και το υπέρυθρο.
- Για $m=4$ και $n=5,6,7,\dots$ προκύπτει η *φασματική σειρά Brackett* η οποία βρίσκεται όλη στο υπέρυθρο.





Το μοντέλο Bohr είχε τεράστια και απόλυτη επιτυχία στην περίπτωση του ατόμου του υδρογόνου. Όμως απέτυχε, ουσιαστικά, να περιγράψει πολύπλοκότερα άτομα, όπως π.χ. το He, Li, Be κλπ. Το μοντέλο αυτό είχε τις παρακάτω σημαντικές αδυναμίες:

- Θεωρεί ότι ο πυρήνας παραμένει στάσιμος σε μια θέση και απλά περιστρέφεται ως προς τον άξονα του. Στη πραγματικότητα ο πυρήνας ταλαντώνεται ελαφρά γύρω από το κέντρο μάζας του ατόμου, το οποίο δεν συμπίπτει με το κέντρο του πυρήνα εξαιτίας της πολύ μικρής, αλλά όχι αμελητέας μάζας του ηλεκτρονίου.
- Θεωρεί ότι όλες οι στάσιμες τροχιές είναι κυκλικές
- Αντιμετωπίζει το ηλεκτρόνιο ως σωματίδιο αγνοώντας, πράγμα πολύ λογικό για την εποχή εκείνη, την κυματική του φύση.

Ενώ οι δύο πρώτες αδυναμίες αντιμετωπίστηκαν επιτυχώς με μεταγενέστερες προσπάθειες βελτίωσης του μοντέλου, η τρίτη αδυναμία ήταν ανυπερβλήτη και οδήγησε κατ' ουσίαν σε νέα, εντελώς διαφορετικά στη φύση τους, μοντέλα.

Συγγραφή – Επιμέλεια: Παναγιώτης Φ. Μοίρας

