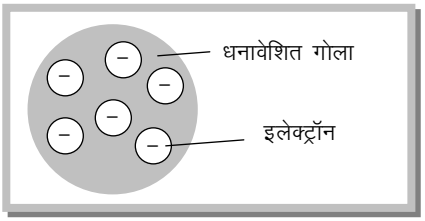
महत्वपूर्ण परमाणु मॉडल

(1) थॉमसन मॉडल

सर्वप्रथम जे.जे. थॉमसन ने परमाणु संरचना के सम्बन्ध में विचार प्रस्तुत किए। थॉमसन के अनुसार

(i) परमाणु एक ठोस गोला है जिसमें सम्पूर्ण द्रव्यमान एवं धन आवेश एकसमान रूप से वितरित है एवं इसमें बीच-बीच में ऋण आवेश (इलेक्ट्रॉन) इस प्रकार व्यवस्थित हैं। जैसे : तरबूज में बीज।



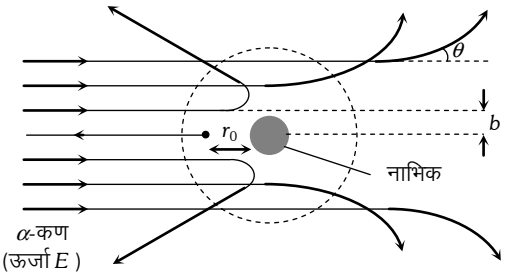
सफलता एवं असफलता

इस मॉडल के आधार पर तापायनिक उत्सर्जन, प्रकाश विद्युत प्रभाव एवं आयनन को समझाया जा सका, परन्तु यह α- कणों के प्रकीर्णन तथा हाइड्रोजन परमाणु एवं अन्य परमाणुओं के स्पेक्ट्रम में प्राप्त रेखाओं की व्याख्या करने में असफल रहा।

(2) रदरफोर्ड मॉडल

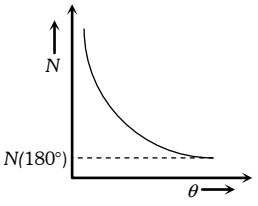
रदरफोर्ड का α-कण प्रकीर्णन प्रयोग

रदरफोर्ड ने सोने की पतली पन्नी पर α कणों की बौछार करके इनके प्रकीर्णन को विश्लेषित करके निम्न प्रेक्षण प्राप्त किए



प्रकीर्णित कणों की संख्या :

$$N \propto \frac{1}{\sin^4(\theta/2)}$$



(i) अधिकांश α-कण पन्नी से सीधे गुजर जाते हैं।

(ii) कुछ कण अल्प कोण से विचलित होते हैं।

(iii) बहुत कम कण (1000 में 1) 90° से अधिक कोण से विचलित होते हैं।

(iv) बहुत ही कम कण सीधे वापस लौट आते हैं अर्थात् 180° के काण से विचलित होते हैं।

(v) निकटतम पहुँच (दूरी) या नाभिकीय आकार

नाभिक के केन्द्र से वह न्यूनतम दूरी जहाँ तक α-कण पहुँचता है निकटतम पहुँच (r_0) कहलाती है। चित्रानुसार $r_0 = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}.\frac{Ze^2}{E}$;

$E = \frac{1}{2}mv^2$ = α-कण की गतिज ऊर्जा

(vi) संघट्ट प्राचल (b) : नाभिक के केन्द्र से α-कण के प्रारंभिक ऊर्जा वेग सदिश ($\vec{v}$) की लम्बवत् दूरी संघट्ट प्राचल कहलाती है।

$$\text{संघट्ट प्राचल } b = \frac{Ze^2\cot(\theta/2)}{4\pi\varepsilon_0\left(\frac{1}{2}mv^2\right)} \Rightarrow b \propto \cot(\theta/2)$$

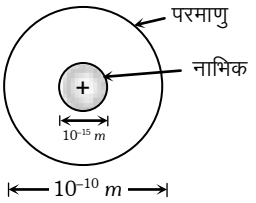
- ❑ यदि सोने की पन्नी की मोटाई t हो एवं किसी निश्चित दिशा (अर्थात् कोण θ पर) में प्रकीर्णित α-कणों की संख्या N हो तब $\frac{N}{t}$ = नियतांक $\Rightarrow \frac{N_1}{N_2} = \frac{t_1}{t_2}$

रदरफोर्ड के α-कणों के प्रकीर्णन प्रयोग से निम्नलिखित निष्कर्ष निकलते हैं

(a) परमाणु का समस्त द्रव्यमान एवं आवेश एक अल्प क्षेत्र में केन्द्रित है, जिसे नाभिक कहा गया।

(b) नाभिक धनावेशित है एवं इसका आकार $10^{-15}\, m \approx 1$ फर्मी है।

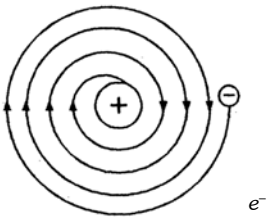
(c) परमाणु का अधिकांश भाग खोखला है एवं नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन इस प्रकार, भ्रमण करते हैं जिस प्रकार पृथ्वी सूर्य के चारों ओर परिक्रमा करती है।



नाभिक का आकार = 1 फर्मी = $10^{-15}\, m$
परमाणु का आकार 1 Å = $10^{-10}\, m$

दोष

(i) परमाणु स्थायित्व : यह परमाणु के स्थायित्व को नहीं समझा सका, क्योंकि चिरसम्मत (Classical) विद्युत-चुम्बकत्व के सिद्धान्त के अनुसार एक त्वरित आवेश ऊर्जा उत्सर्जित करता है। अतः वृत्तीय कक्षाओं में घूम रहे इलेक्ट्रॉन भी ऊर्जा उत्सर्जित करेंगे और इलेक्ट्रॉन धीमे-धीमे अपनी ऊर्जा खो देगा अर्थात् इनके वृत्तीय कक्षा की त्रिज्या कम होती जाएगी और अन्ततः इलेक्ट्रॉन नाभिक में गिर जाएगा।



परमाणु का अस्थायित्व

(ii) इस मॉडल के आधार पर परमाणु का स्पेक्ट्रम सतत् होना चाहिए परन्तु व्यावहरिक रूप से रेखीय स्पेक्ट्रम (असतत्) प्राप्त होता है

(iii) यह नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन वितरण को न समझा सका।

(3) बोर मॉडल

बोर ने हाइड्रोजन परमाणु के सम्बन्ध में एक मॉडल दिया जो एकल-इलेक्ट्रॉन परमाणु अर्थात् हाइड्रोजन तुल्य परमाणुओं के लिए भी सत्य है।

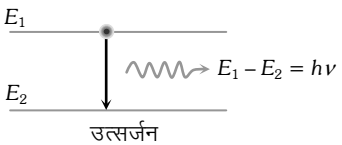
बोर मॉडल के मुख्य अभिगृहीत निम्न हैं

(i) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर ऊर्जा को उत्सर्जित न करने वाली निश्चित वृत्ताकार कक्षाओं में ही परिक्रमण कर सकता है। इन कक्षाओं को स्थायी कक्षायें कहते हैं। इन कक्षाओं से सम्बद्ध कोणीय संवेग $\frac{h}{2\pi}$=(   ) का पूर्ण गुणक है।

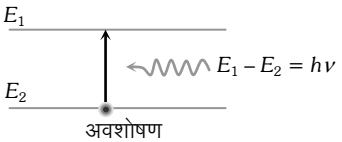
अर्थात् $L = n\left(\frac{h}{2\pi}\right) = mvr$; यहाँ n = 1, 2, 3, ...= मुख्य क्वाण्टम संख्या

(ii) जब इलेक्ट्रॉन एक स्थायी कक्षा से दूसरी स्थायी कक्षा में संक्रमण करता है केवल तभी ऊर्जा का उत्सर्जन होता है।

यदि इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तर (E_1) से निम्न ऊर्जा स्तर (E_2) में संक्रमण करता है तो इन स्तरों के ऊर्जा अन्तर ($E_1 - E_2$) के तुल्य ऊर्जा उत्सर्जित होती है। यदि इलेक्ट्रॉन E_2 से E_1 में संक्रमण करता है तो यह इतनी ही ऊर्जा ($E_1 - E_2$) अवशोषित करता है।



उत्सर्जन



अवशोषण

- ❑ बोर सिद्धान्त के अनुसार H_2 परमाणु की दूसरी कक्षा में घूम रहे इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $\frac{h}{\pi}$ है।
- ❑ हाइड्रोजन परमाणु में n वीं कक्षा में घूम रहे इलेक्ट्रॉन से सम्बद्ध डी-ब्रोग्ली तरंगदैर्ध्य λ हो तब कक्षा की परिधि $= n\lambda$

बोर कक्षायें (हाइड्रोजन एवं हाइड्रोजन तुल्य परमाणुओं के लिए)

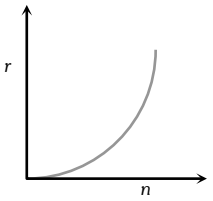
(1) कक्षीय त्रिज्या

स्थायी नाभिक के चारों ओर वृत्तीय कक्षा में गतिमान इलेक्ट्रॉन के लिए आवश्यक अभिकेन्द्रीय बल नाभिक द्वारा इलेक्ट्रॉन पर आरोपित स्थिर वैद्युत बल (कूलॉम बल) से प्राप्त होता है,

अर्थात् $\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{(Ze)e}{r^2}=\frac{mv^2}{r}$ ..... (i) एवं $mvr=\frac{nh}{2\pi}$ .....(ii)

समीकरण (i) व (ii) से,

$$r_n=\frac{n^2h^2}{4\pi^2kZme^2}=\frac{n^2h^2\varepsilon_0}{\pi mZe^2}=0.53\frac{n^2}{Z}\text{Å} \qquad \left[\text{यहाँ } k=\frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\right]$$



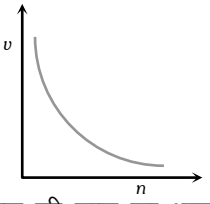
$\Rightarrow$ $\boldsymbol{r_n \propto \frac{n^2}{Z}}$

❑ हाइड्रोजन परमाणु ($Z = 1$) में सबसे भीतरी कक्षा ($n = 1$) की त्रिज्या बोर त्रिज्या (a_0) कहलाती है अर्थात् $a_0 = 0.53\text{Å}$

(2) इलेक्ट्रॉन की कक्षीय चाल

उपरोक्त सम्बन्धों से n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की चाल

$$v_n=\frac{2\pi kZe^2}{nh}=\frac{Ze^2}{2\varepsilon_0 nh}=\left(\frac{c}{137}\right)\frac{Z}{n}=2.2\times10^6\frac{Z}{n}m/sec$$



यहाँ (c = प्रकाश की चाल $= 3\times10^8\ m/s$)

❑ हाइड्रोजन परमाणु की मूल अवस्था में बोर की प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉन की चाल एवं वायु में प्रकाश की चाल का अनुपात $\frac{e^2}{2\varepsilon_0 ch}=\frac{1}{137}$ (यहाँ c = प्रकाश की चाल)

(3) बोर कक्षाओं से सम्बन्धित अन्य राशियाँ

n वीं कक्षा में घूम रहे इलेक्ट्रॉन से सम्बद्ध कुछ अन्य राशियाँ निम्न प्रकार हैं

राशि	सूत्र	n एवं Z पर निर्भरता
(1) कोणीय चाल	$\omega_n=\frac{v_n}{r_n}=\frac{\pi mz^2e^4}{2\varepsilon_0^2n^3h^3}$	$\omega_n\propto\frac{Z^2}{n^3}$
(2) आवृत्ति	$\nu_n=\frac{\omega_n}{2\pi}=\frac{mz^2e^4}{4\varepsilon_0^2n^3h^3}$	$\nu_n\propto\frac{Z^2}{n^3}$
(3) आवर्तकाल	$T_n=\frac{1}{\nu_n}=\frac{4\varepsilon_0^2n^3h^3}{mz^2e^4}$	$T_n\propto\frac{n^3}{Z^2}$
(4) कोणीय संवेग	$L_n=mv_nr_n=n\left(\frac{h}{2\pi}\right)$	$L_n\propto n$
(5) संगत धारा	$i_n=e\nu_n=\frac{mz^2e^5}{4\varepsilon_0^2n^3h^3}$	$i_n\propto\frac{Z^2}{n^3}$
(6) चुम्बकीय आघूर्ण	$M_n=i_nA=i_n(\pi r_n^2)$ (जहाँ $\mu_0=\frac{eh}{4\pi m}$ = बोर मेग्नेटॉन)	$M_n\propto n$
(7) चुम्बकीय क्षेत्र	$B=\frac{\mu_0 i_n}{2r_n}=\frac{\pi m^2z^3e^7\mu_0}{8\varepsilon_0^3n^5h^5}$	$B\propto\frac{Z^3}{n^5}$

(4) ऊर्जा

(i) स्थितिज ऊर्जा : इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा उत्पन्न विद्युत क्षेत्र में परिक्रमण करता है अतः n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा

$$U = k.\frac{(Ze)(-e)}{r_n} = -\frac{kZe^2}{r_n}$$

(ii) गतिज ऊर्जा : नाभिक समीपस्थ कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा, दूरस्थ कक्षाओं की गतिज ऊर्जा से अधिक होती है।

हम जानते हैं कि $\frac{mv^2}{r_n} = \frac{k.(Ze)(e)}{r_n^2} \Rightarrow$ गतिज ऊर्जा $K = \frac{kZe^2}{2r_n} = \frac{|U|}{2}$

(iii) कुल ऊर्जा : कुल ऊर्जा $E = K + U$

$\Rightarrow E = -\frac{kZe^2}{2r_n}$ एवं $r_n = \frac{n^2h^2\varepsilon_0}{\pi mze^2}$ अतः $E = -\left(\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2h^2}\right)\frac{z^2}{n^2} = -\left(\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2ch^3}\right)ch\frac{z^2}{n^2} = -Rch\frac{Z^2}{n^2} = -13.6\frac{Z^2}{n^2}eV$

यहाँ $R = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2ch^3}$ = रिडबर्ग नियतांक $= 1.09 \times 10^7$ प्रति मीटर

- ❑ प्रत्येक बोर कक्षा से सम्बद्ध एक निश्चित ऊर्जा होती है।
- ❑ हाइड्रोजन परमाणु $(Z = 1)$ के लिए कुल ऊर्जा $\Rightarrow E_n = -\frac{13.6}{n^2}eV$
- ❑ मूल अवस्था $n = 1$ से सम्बद्ध ऊर्जा सबसे कम (सबसे अधिक ऋणात्मक) होती है। हाइड्रोजन के लिए इसका मान $E_1 = -13.6$ eV है।
- ❑ Rch = रिडवर्ग ऊर्जा $\simeq 2.17\times10^{-18}J \simeq 31.6\,eV$
- ❑ $E = -K = \frac{U}{2}$

(iv) आयनन ऊर्जा एवं विभव : किसी परमाणु को आयनित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा, आयनन ऊर्जा कहलाती है। इसकी माप किसी इलेक्ट्रॉन को दी गई कक्षा से बाहर निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा से की जाती है।

अतः $E_{\text{आयनन}} = E_\infty - E_n = 0 - \left(-13.6\frac{Z^2}{n^2}\right) = +\frac{13.6Z^2}{n^2}eV$

मूल अवस्था में हाइड्रोजन परमाणु के लिए आयनन ऊर्जा $= \frac{+13.6(1)^2}{n^2} = 13.6\,eV$

वह विभव जिससे किसी इलेक्ट्रॉन को त्वरित करने पर इलेक्ट्रॉन आयनन ऊर्जा के तुल्य ऊर्जा प्राप्त कर लेता है, आयनन विभव कहलाता है।

$$V_{\text{आयनन}} = \frac{E_{\text{आयनन}}}{e}$$

(v) उत्तेजन ऊर्जा एवं विभव : जब इलेक्ट्रॉन को बाहर से ऊर्जा दी जाती है तो यह ऊर्जा ग्रहण करके उच्च ऊर्जा स्तर में चला जाता है। इलेक्ट्रॉन के इस संक्रमण को उत्तेजन कहते हैं।

इलेक्ट्रॉन को एक कक्षा (निम्न स्तर) से किसी दूसरी कक्षा (उच्च स्तर) में स्थानान्तरण के लिए आवश्यक ऊर्जा उत्तेजन ऊर्जा एवं इसके संगत विभव को उत्तेजन विभव कहते हैं।

$$E_{\text{उत्तेजन}} = E_{\text{अन्तिम}} - E_{\text{प्रारंभिक}} \text{ एवं } V_{\text{उत्तेजन}} = \frac{E_{\text{उत्तेजन}}}{e}$$

(vi) बन्धन ऊर्जा : किसी निकाय की बन्धन ऊर्जा से हमारा तात्पर्य निकाय के अवयवी कणों को अनन्त से लाकर निकाय बनाने में मुक्त ऊर्जा से है। किसी निकाय के अवयवी कणों को बहुत दूर (अनन्त तक) ले जाने के लिए आवश्यक ऊर्जा को भी निकाय की बन्धन ऊर्जा के रूप में परिभाषित करते हैं। यदि एक इलेक्ट्रॉन एवं प्रोटॉन प्रारम्भ में एक-दूसरे से बहुत दूर हैं। इन्हें पास-पास लाकर हाइड्रोजन परमाणु बनाने में 13.6 eV ऊर्जा मुक्त होगी। अतः हाइड्रोजन परमाणु की बन्धन ऊर्जा 13.6 eV है।

- ❑ हाइड्रोजन परमाणु के लिए मुख्य क्वाण्टम संख्या $n = \sqrt{\frac{13.6}{(\text{B.E.})}}$

(5) ऊर्जा स्तर आरेख

किसी परमाणु में नाभिक के चारों ओर घूम रहे इलेक्ट्रॉन की विभिन्न कक्षाओं से सम्बद्ध ऊर्जा का रेखीय विवरण ऊर्जा स्तर आरेख कहलाता है।

हाइड्रोजन/हाइड्रोजन तुल्य परमाणुओं के लिए ऊर्जा स्तर आरेख

मुख्य क्वाण्टम संख्या	कक्ष	उत्तेजित अवस्था	H_2 परमाणु के लिए ऊर्जा	H_2 तुल्य परमाणु के लिए ऊर्जा	दी गई अवस्था से आयनन ऊर्जा (H_2 परमाणु के लिये)
$n = \infty$	अनन्त	अनन्त	$E_\infty = 0\ eV$	$0\ eV$	$0\ eV$
$n = 4$	चर्तुथ	तृतीयक	$E_4 = -0.85\ eV$	$-0.85\ Z^2$	$+0.85\ eV$
$n = 3$	तृतीयक	द्वितीयक	$E_3 = -1.51\ eV$	$-1.51\ Z^2$	$+1.51\ eV$
$n = 2$	द्वितीयक	प्रथम	$E_2 = -3.4\ eV$	$-3.4\ Z^2$	$+3.4\ eV$
$n = 1$	प्रथम	सतही	$E_1 = -13.6\ eV$	$-13.6\ Z^2$	$+13.6\ eV$

- हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन को मूल अवस्था से प्रथम उत्तेजित अवस्था तक उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा $-3.4-(-13.6) = 10.2\ eV$

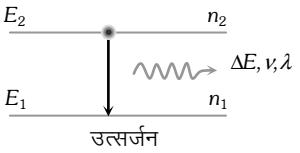
  एवं मूल अवस्था से द्वितीय उत्तेजित अवस्था तक उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा $[-1.51-(-13.6) = 12.09\ eV]$

- हाइड्रोजन परमाणु में जब इलेक्ट्रॉन किसी उत्तेजित अवस्था से मूल अवस्था में संक्रमण करता है तो इसकी गतिज ऊर्जा बढ़ती है जबकि स्थितिज ऊर्जा एवं कुल ऊर्जा घटती है।

(6) इलेक्ट्रॉन संक्रमण

जब एक इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तर $E_2(n_2)$ से निम्न ऊर्जा स्तर $E_1\ (n_1)$ में संक्रमण करता है तो ν आवृत्ति का एक फोटॉन उत्सर्जित करता है।

(i) उत्सर्जित ऊर्जा



$$\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{-RchZ^2}{n_2^2} - \left(-\frac{RchZ^2}{n_1^2}\right) = 13.6Z^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

(ii) उत्सर्जित विकिरण की आवृत्ति

$$\Delta E = h\nu \Rightarrow \nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} = RcZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

(iii) तरंग संख्या / तरंगदैर्ध्य

इकाई लम्बाई में उपस्थित तरंगों की संख्या तरंग संख्या कहलाती है $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c}$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = RZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = \frac{13.6Z^2}{hc}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

(iv) स्पेक्ट्रमी रेखाओं की संख्या : जब एक इलेक्ट्रॉन किसी उच्च ऊर्जा स्तर से निम्न ऊर्जा स्तर में गिरता है तो विभिन्न आवृत्ति की तरंगें उत्सर्जित करता है

इलेक्ट्रॉन n_2 कक्षा से n_1 में गिरता है तो उत्सर्जित स्पेक्ट्रमी रेखाओं की संख्या $N_E = \frac{(n_2 - n_1 + 1)(n_2 - n_1)}{2}$

यदि इलेक्ट्रॉन n वीं कक्षा से मूल अवस्था में गिरता है (अर्थात् $n_2 = n$ एवं $n_1 = 1$) तब उत्सर्जित स्पेक्ट्रमी रेखाओं की संख्या $\boldsymbol{N_E = \frac{n(n-1)}{2}}$

- यदि इलेक्ट्रॉन निम्न ऊर्जा स्तर से उच्च ऊर्जा स्तर में संक्रमण करता है तो अवशोषण स्पेक्ट्रमी रेखायें प्राप्त होती हैं। यदि इलेक्ट्रॉन मूल अवस्था n वीं कक्षा में संक्रमण करता है तो सम्भव अवशोषण रेखाओं की $(n-1)$ होगी।

(v) परमाणु का प्रतिक्षेपण : इलेक्ट्रॉन संक्रमण के कारण परमाणु से जब एक फोटॉन उत्सर्जित होता है तो परमाणु प्रतिक्षिप्त होता है। इस प्रक्रिया में निकाय का रेखीय संवेग संरक्षित रहता है अतः

परमाणु का प्रतिक्षेप संवेग = फोटॉन का संवेग $= \frac{h}{\lambda} = hRZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

परमाणु की प्रतिक्षेपण ऊर्जा $= \frac{p^2}{2m} = \frac{h^2}{2m\lambda^2}$ (यहाँ m = प्रतिक्षिप्त परमाणु का द्रव्यमान)

(7) बोर परमाणु मॉडल के दोष

(i) यह केवल एकल-इलेक्ट्रॉन परमाणु के लिए सत्य है उदाहरण के लिए : $H, He^+, Li^{+2}, Na^{+1}$ आदि।

(ii) बोर के अनुसार कक्षायें वृत्तीय होती हैं जबकि बाद में समरफील्ड ने बताया कि ये दीर्घवृत्तीय हैं।

(iii) स्पेक्ट्रमी रेखाओं की तीव्रता की व्याख्या नहीं की जा सकी।

(iv) नाभिक को स्थिर माना गया है जबकि यह अपने अक्ष के परितः घूर्णन करता है।

(v) स्पेक्ट्रम में प्राप्त सूक्ष्म संरचनाओं की व्याख्या नहीं की जा सकी।

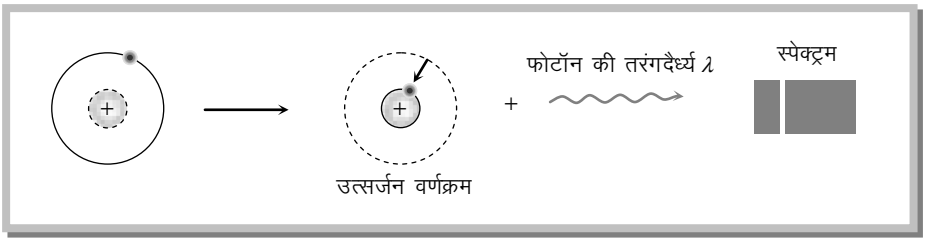
(vi) यह जीमेन प्रभाव (चुम्बकीय क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का अलग-अलग होना) एवं स्टार्क प्रभाव (विद्युत क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का अलग-अलग होना) की व्याख्या नहीं कर सका।

(vii) इस मॉडल के अनुसार कुछ परमाणुओं (जैसे Na) के स्पेक्ट्रम में प्राप्त दो रेखाओं (Doubles) की व्याख्या नहीं की जा सकी।

हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम एवं स्पेक्ट्रम श्रेणी

जब हाइड्रोजन परमाणु को उत्तेजित किया जाता है तो यह अवशोषित ऊर्जा को उत्सर्जित करके अपनी मूल अवस्था में वापस आ जाता है। इस प्रक्रिया में इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तर से निम्न ऊर्जा स्तरों में संक्रमण करता है फलस्वरूप भिन्न-भिन्न तरंगदैर्ध्यों के विकिरण के रूप में ऊर्जा परमाणु से बाहर उत्सर्जित होती है। भिन्न-भिन्न उच्च कक्षाओं से संक्रमण से भिन्न-भिन्न तरंगदैर्ध्य प्राप्त होते हैं। इनके विशेष समूह को स्पेक्ट्रम श्रेणी कहते हैं। यह स्पेक्ट्रम श्रेणी प्रत्येक परमाणु का अभिलक्षण है।

जब इन स्पेक्ट्रम श्रेणियों को स्पेक्ट्रोमीटर द्वारा विभदित किया जाता है तो एकल वर्ण की ऊर्ध्वाधर रेखायें दिखाई देती हैं।



स्पेक्ट्रम श्रेणियाँ

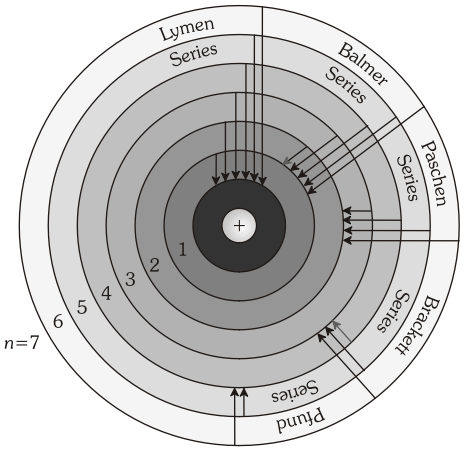
इलेक्ट्रॉन संक्रमण से स्पेक्ट्रम रेखायें प्राप्त होती हैं ये मिलकर एक स्पेक्ट्रम श्रेणी बनाती हैं।

(i) मुख्यतः पाँच स्पेक्ट्रम श्रेणियाँ हैं जिनका नामकरण उनको खोजने वाले वैज्ञानिकों के नाम पर किया गया है। ये हैं : लाइमन, बॉमर, पाश्चन ब्रेकिट एवं फुण्ड श्रेणी।

(ii) बोर सिद्धान्त के अनुसार : हाइड्रोजन परमाणु से उत्सर्जित विकिरण का तरंगदैर्ध्य

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$$

यहाँ n_2 = बाहरी कक्षा (इस कक्षा से इलेक्ट्रॉन कूदता है), n_1 = भीतरी कक्षा (इस कक्षा में इलेक्ट्रॉन कूदता है)



(iii) श्रेणी की प्रथम रेखा (सदस्य) की तरंगदैर्ध्य अधिकतम (λ_{max}) होती है।

(iv) श्रेणी की अन्तिम रेखा ($n_2 = \infty$) श्रेणी सीमा कहलाती है। इस रेखा की तरंग न्यूनतम (λ_{min}) होती है।

AAJ KA TOPPER

स्पेक्ट्रमी	संक्रमण	तरंगदैर्ध्य (λ) $= \frac{n_1^2 n_2^2}{(n_2^2 - n_1^2)R} = \frac{n_1^2}{\left(1 - \frac{n_1^2}{n_2^2}\right)R}$		$\frac{\lambda_{max}}{\lambda_{min}} = \frac{(n+1)^2}{(2n+1)}$	क्षेत्र
		अधिकतम तरंगदैर्ध्य $(n_1 = n \text{ , or } n_2 = n+1)$ $\lambda_{max} = \frac{n^2(n+1)^2}{(2n+1)R}$	न्यूनतम तरंगदैर्ध्य $(n_2 = \infty, n_1 = n)$ $\lambda_{min} = \frac{n^2}{R}$		
1. लाइमन श्रेणी	$n_2 = 2, 3, 4 \ldots \infty$ $n_1 = 1$	$\lambda_{max} = \frac{(1)^2(1+1)^2}{(2\times1+1)R} = \frac{4}{3R}$	$n_1 = n = 1$ $\lambda_{min} = \frac{1}{R}$	$\frac{4}{3}$	पराबैंगनी क्षेत्र
2. बामर श्रेणी	$n_2 = 3, 4, 5 \ldots \infty$ $n_1 = 2$	$n_1 = n = 2,\ n_2 = 2 + 1 = 3$ $\lambda_{max} = \frac{36}{5R}$	$\lambda_{min} = \frac{4}{R}$	$\frac{9}{5}$	दृश्य क्षेत्र
3. पाश्चन श्रेणी	$n_2 = 4, 5, 6 \ldots \infty$ $n_1 = 3$	$n_1 = n = 3, n_2 = 3 + 1 = 4$ $\lambda_{max} = \frac{144}{7R}$	$n_1 = n = 3$ $\lambda_{min} = \frac{9}{R}$	$\frac{16}{7}$	अवरक्त क्षेत्र
4. ब्रेकेट श्रेणी	$n_2 = 5, 6, 7 \ldots \infty$ $n_1 = 4$	$n_1 = n = 4, n_2 = 4 + 1 = 5$ $\lambda_{max} = \frac{400}{9R}$	$n_1 = n = 4$ $\lambda_{min} = \frac{16}{R}$	$\frac{25}{9}$	अवरक्त क्षेत्र
5. फुण्ड श्रेणी	$n_2 = 6, 7, 8 \ldots \infty$ $n_1 = 5$	$n_1 = \lambda = 5, n_2 = 5 + 1 = 6$	$\lambda_{min} = \frac{25}{R}$	$\frac{36}{11}$	अवरक्त क्षेत्र

		$\lambda_{max} = \frac{900}{11R}$			

क्वाण्टम संख्यायें

परमाणु के अन्दर कई कक्षायें एवं उपकक्षायें होती हैं। अन्तरिक्ष में उनके आकार, आकृति एवं दिशा के आधार पर इन्हें एक-दूसरे से अलग-अलग किया जा सकता है। अर्थात् इनको चिन्हित किया जा सकता है।

इन राशियों (प्राचल) को विभिन्न क्वाण्टम संख्याओं द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। क्वाण्टम संख्यायें, चार संख्याओं का समुच्चय है जिनके द्वारा परमाणु में स्थित इलेक्ट्रॉनों से सम्बद्ध समस्त जानकारी प्राप्त कर सकते हैं।

ये हमें इलेक्ट्रॉन का पता अर्थात् स्थिति, ऊर्जा एवं कक्षक की दिशा बतलाती है।

(1) मुख्य क्वाण्टम संख्या (n) : यह क्वाण्टम संख्या हमें इलेक्ट्रॉन की कक्षा या ऊर्जा स्तर के बारे में बतलाती है नाभिक से इलेक्ट्रॉन की औसत दूरी एवं इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा इस क्वाण्टम संख्या पर निर्भर करती है।

$$E_n \propto \frac{1}{n^2} \quad \text{एवं } r_n \propto n^2 \quad (H\text{-परमाणु में})$$

मुख्य क्वाण्टम संख्या $n = 1, 2, 3, 4, \ldots\ldots \infty$

(2) कक्षीय क्वाण्टम संख्या (l) या एज्यूमीथल क्वाण्टम संख्या (l)

यह मुख्य कक्षा में उपस्थित उपकोशों की संख्या बतलाती है। इन उपकोशों को क्रमशः 0, 1, 2, 3, 4 ... या s, p, d, f ... से प्रदर्शित किया जाता है। इस क्वाण्टम संख्या से हमें उपकोशों की आकृति पता चलती है।

किसी इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $L = \sqrt{l(l+1)}\frac{h}{2\pi}$ (l के एक निश्चित मान के लिये)

n के एक निश्चित मान के लिए l के सम्भव मान $l = 0, 1, 2, \ldots\ldots (n-1)$ तक

(3) कक्षीय चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या (m_l) : इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर कोणीय गति करता है फलस्वरूप एक विद्युत क्षेत्र उत्पन्न करता है। यह विद्युत क्षेत्र एक चुम्बकीय क्षेत्र उत्पन्न करता है। बाह्य चुम्बकीय क्षेत्र की उपस्थिति में उपकोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन अपने आप को एक निश्चित क्षेत्र में व्यवस्थित कर लेता है। इस निश्चित क्षेत्र (Region) को ऑर्बिटल कहते हैं।

चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या किसी उपकोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के अभिविन्यासों को व्यक्त करती है अर्थात् यह संख्या यह बतलाती है कि एक उपकोश कितने कक्षकों से मिलकर बना है।

चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या (m_l) के मान $-l$ से प्रारम्भ होकर $+l$ तक पूर्णांक संख्यायें हो सकते हैं। अर्थात् $m_l = -1, 0, +1$, $l = 1$ के लिए $m_l = -1, 0, +1$, l के एक निश्चित मान के लिए m_l के तुल्यमान $(2l + 1)$ होते हैं।

(4) चक्रण क्वाण्टम संख्या (m_s) : इलेक्ट्रॉन न केवल नाभिक के चारों ओर वृत्तीय गति करता है बल्कि अपने अक्ष के परितः चक्रण (Spin) गति भी करता है चूँकि एक इलेक्ट्रॉन वामावर्त या दक्षिणावर्त दिशा में चक्रण कर सकता है। अतः किसी निश्चित चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या (m_l) के लिए चक्रण क्वाण्टम संख्या के दो मान हो सकते हैं अर्थात् $m_s = \frac{1}{2}$ (ऊपर की ओर चक्रण) या $m_s = -\frac{1}{2}$ (नीचे की ओर चक्रण)

यह क्वाण्टम संख्या पदार्थ के चुम्बकीय गुणों की व्याख्या करती है।

परमाणुओं का इलेक्ट्रॉनिक वितरण

किसी परमाणु के विभिन्न आर्बिटलों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण, इलेक्ट्रॉनिक वितरण कहलाता है। ऑर्बिटलों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण (भरना) निम्न नियमों के अनुसार होता है।

(1) **पाउली का अपवर्जन सिद्धान्त**

इस नियमानुसार, किसी परमाणु में किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वाण्टम संख्यायें (n, l, m_l एवं m_s) समान नहीं हो सकती हैं।

अर्थात् प्रत्येक इलेक्ट्रॉन का क्वाण्टम समुच्चय (n, l, m_l एवं m_s) भिन्न-भिन्न होगा। इस सिद्धान्त के अनुसार एक कोश में अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या $N_{max} = 2n^2$, इस प्रकार K, L, M, N .... कोशों में अधिकतम इलेक्ट्रॉन क्रमशः 2, 8, 18, 32 होंगे।

❑ किसी भी उपकोश में, कक्षीय क्वाण्टम संख्या l के लिए अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या $2(2l + 1)$ है।

(2) ऑफबाऊ सिद्धान्त

इलेक्ट्रॉन वितरण के समय इलेक्ट्रॉन पहले सबसे कम ऊर्जा वाले उपकोशों में भरे जाते हैं।

व्यापक नियमानुसार एक नया इलेक्ट्रॉन सबसे पहले उस खाली उपकोश में भरा जाएगा जिसके लिए $(n + l)$ का मान न्यूनतम है। यदि $(n + l)$ का मान दो उपकोशों के लिए समान है तो वह उपकोश जिसके लिए n का मान कम है पहले भरा जाएगा।

इलेक्ट्रॉन भरने के लिए उपकोशों का क्रम निम्न प्रकार है

1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 4*s*, 3*d*, 4*p*, 5*s*, 4*d*, 5*p*, 6*s*, 4*f*, 5*d*, 6*p*, 7*s*, 5*f*, 6*d*, 7*p*, ...

(3) हुण्ड का नियम

जब किसी उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं ओर उसमें एक से अधिक आर्बिटलों की ऊर्जाएँ समान हैं तब इनके चक्रण समान रहते हैं। अर्थात् समान ऊर्जा वाले ऑबिटलों में पहले एक-एक इलेक्ट्रॉन भरा जाता है जिनके चक्रण समान रहते इसके बाद इनका युग्मन प्रारम्भ होता है।

उपकोशों s, p, d व f में क्रमशः 3, 5 एवं 7 इलेक्ट्रॉन भरे जाने के बाद युग्मन प्रारम्भ होता है।

Concepts

☞ *मुख्य क्वाण्टम संख्या में वृद्धि करने पर दो क्रमागत ऊर्जा स्तरों के बीच ऊर्जा अन्तर घटता है, जबकि स्पेक्ट्रमी रेखा की तरंगदैर्ध्य बढ़ती है।*

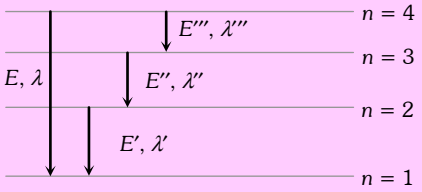
$E' > E'' > E'''$

$\lambda' < \lambda'' < \lambda'''$

$E = E' + E'' + E'''$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{1}{\lambda'} + \frac{1}{\lambda''} + \frac{1}{\lambda'''}$$

☞ *भिन्न-भिन्न तत्वों के लिए रिडबर्ग स्थिरांक का मान भिन्न-भिन्न होता है*



यदि नाभिक को इसके चारों ओर घूम रहे इलेक्ट्रॉनों की तुलना में अत्यधिक द्रव्यमान युक्त मानें (अर्थात् नाभिक को स्थिर मानें) तब रिडबर्ग नियतांक का मान $R(=1.09 \times 10^7\ m^{-1})$ परन्तु नाभिक का द्रव्यमान न ही अनन्त है और न ही यह स्थायी है इस स्थिति में रिडबर्ग नियतांक का मान $\mathbf{R}' = \dfrac{\mathbf{R}}{\mathbf{1} + \dfrac{\mathbf{m}}{\mathbf{M}}}$ यहाँ

m इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान एवं M नाभिक का द्रव्यमान है।

☞ *परमाण्वीय स्पेक्ट्रम एक रेखीय स्पेक्ट्रम है*

प्रत्येक परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन वितरण के अनुसार अभिलाक्षणिक अनुमत कक्षायें होती हैं इसलिए इलेक्ट्रॉन के एक अनुमत कक्षा से दूसरी अनुमत कक्षा मे संक्रमण द्वारा एक निश्चित ऊर्जा का फोटॉन उत्सर्जित होता है। यह ऊर्जा सतत न होकर क्वाण्टीकृत होती हैं अतः उत्सर्जित स्पेक्ट्रम में कुछ निश्चित रेखायें प्राप्त होती हैं। इसलिए परमाणविक स्पेक्ट्रम एक रेखीय स्पेक्ट्रम है।

☞ *जिस प्रकार प्रकाश के केवल तीन प्रकार के रंगीन बिन्दु (Dot) मिलकर टेलीविजन के पर्दे पर सभी रंग उत्पन्न करते हैं इसी प्रकार केवल 100 प्रकार के परमाणु मिलकर ब्रह्माण्ड के समस्त पदार्थों का निर्माण करते हैं।*

Example: 1 हाइड्रोजन परमाणु के लिए प्रथम उत्तेजित अवस्था एवं मूल अवस्था मे इलेक्ट्रॉन कक्षा के क्षेत्रफलों का अनुपात है [BCECE 2004]

(a) 16 : 1 (b) 18 : 1 (c) 4 : 1 (d) 2 : 1

Solution : (a) हाइड्रोजन परमाणु के लिए

कक्षा की त्रिज्या $r \propto n^2 \Rightarrow \frac{r_1^2}{r_2^2} = \frac{n_1^4}{n_2^4} \Rightarrow \frac{\pi r_1^2}{\pi r_2^2} = \frac{n_1^4}{n_2^4} \Rightarrow \frac{A_1}{A_2} = \frac{n_1^4}{n_2^4} = \frac{2^4}{1^4} = 16 \Rightarrow \frac{A_1}{A_2} = \frac{16}{1}$

Example: 2 प्रोटॉन एवं इलेक्ट्रॉन के बीच विद्युतीय विभव $V = V_0 \ln \frac{r}{r_0}$ से व्यक्त किया जाता है। जहाँ r_0 एक नियतांक है। बोर मॉडल को मानते हुए r_n का n के साथ परिवर्तन है (n मुख्य क्वाण्टम संख्या है) [IIT-JEE (Screening) 2003]

(a) $r_n \propto n$ (b) $r_n \propto 1/n$ (c) $r_n \propto n^2$ (d) $r_n \propto 1/n^2$

Solution : (a) स्थितिज ऊर्जा $U = eV = eV_0 \ln \frac{r}{r_0}$

$\therefore$ बल $F = -\left|\frac{dU}{dr}\right| = \frac{eV_0}{r}$ यह बल आवश्यक अभिकेन्द्र बल प्रदान करता है। अतः

$\frac{mv^2}{r} = \frac{eV_0}{r} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{eV_0}{m}}$ .....(i) तथा $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ .....(ii)

समीकरण (ii) में (i) से भाग देने पर $mr = \left(\frac{nh}{2\pi}\right)\sqrt{\frac{m}{eV_0}}$ या $r \propto n$

Example: 3 हाइड्रोजन परमाणु के सबसे अन्दर की कक्षा का व्यास 1.06 $\AA$ है। तो 10 वीं कक्षा का व्यास होगा [UPSEAT 2002]

(a) 5.3 $\AA$ (b) 10.6 $\AA$ (c) 53 $\AA$ (d) 106 $\AA$

Solution : (d) $r \propto n^2 \Rightarrow \frac{r_2}{r_1} = \left(\frac{n_2}{n_1}\right)^2$ या $\frac{d_2}{d_1} = \left(\frac{n_2}{n_1}\right)^2 \Rightarrow \frac{d_2}{1.06} = \left(\frac{10}{1}\right)^2 \Rightarrow d = 106\,\AA$

Example: 4 हाइड्रोजन परमाणु के n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा $E_n = -\frac{13.6}{n^2} eV$ है। इलेक्ट्रॉन को प्रथम कक्षा से तीसरी कक्षा में स्थानान्तरित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा है [MH CET 2002; Kerala PMT 2002]

(a) 13.6 eV (b) 3.4 eV (c) 12.09 eV (d) 1.51 eV

Solution : (c) सूत्र $E = -\frac{13.6}{n^2} eV$ से,

अतः $n = 1$ के लिए $E_1 = \frac{-13.6}{1^2} = -13.6\,eV$ तथा $n = 3$ के लिए $E_3 = -\frac{13.6}{3^2} = -1.51\,eV$

$\therefore$ आवश्यक ऊर्जा $= E_3 - E_1 = -1.51 - (-13.6) = 12.09\,eV$

Example: 5 यदि हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन की बंधन ऊर्जा 13.6 eV, हो तो Li^{++} की प्रथम उत्तेजित अवस्था से इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा है [AIEEE 2003]

(a) 122.4 eV (b) 30.6 eV (c) 13.6 eV (d) 3.4 eV

Solution : (b) सूत्र $E_n = -\frac{13.6 \times Z^2}{n^2} eV$ से,

प्रथम उत्तेजित अवस्था के लिए $n = 2$ एवं Li^{++} के लिए $Z = 3$

$\therefore$ $E = -\frac{13.6}{2^2} \times 3^2 = -\frac{13.6 \times 9}{4} = -30.6\,eV$ अतः Li^{++} के प्रथम उत्तेजित अवस्था से इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा $= 30.6\,eV$

Example: 6 Li^{++}, He^+ एवं H के संक्रमण $2 \rightarrow 1$ के लिए उत्सर्जित तरंगदैर्ध्यों का अनुपात होगा [UPSEAT 2003]

(a) 1 : 2 : 3 (b) 1 : 4 : 9 (c) 4 : 9 : 36 (d) 3 : 2 : 1

Solution : (c) सूत्र $\frac{1}{\lambda} = RZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \Rightarrow \lambda \propto \frac{1}{Z^2} \Rightarrow \lambda_{Li} : \lambda_{He^+} : \lambda_H = \frac{1}{9} : \frac{1}{4} : \frac{1}{1} = 4 : 9 : 36$

Example: 7 हाइड्रोजन परमाणु के लिए ऊर्जा $E = \frac{-13.6}{n^2} eV$ दिया गया है। जहाँ n मुख्य क्वाण्टम संख्या है। तो इलेक्ट्रॉन के कक्षा $n = 3$ से $n = 2$ तक कूदने (Jump) पर निकले फोटॉन की ऊर्जा का मान लगभग होगा [CBSE PMT/PDT Screening 2004]

(a) 1.9 eV (b) 1.5 eV (c) 0.85 eV (d) 3.4 eV

Solution : (a) $\Delta E = 13.6\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 13.6 \times \frac{5}{36} = 1.9\, eV$

Example: 8 हाइड्रोजन परमाणु के बोर मॉडल में R, v एवं E क्रमशः कक्षा की त्रिज्या इलेक्ट्रॉन की चाल एवं इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा है। निम्न में से कौनसी राशि क्वाण्टम संख्या n के समानुपाती है [KCET 2002]

(a) R/E (b) E/v (c) RE (d) vR

Solution : (d) रिडबर्ग स्थिरांक $R = \frac{\varepsilon_0 n^2 h^2}{\pi m Z e^2}$

वेग $v = \frac{Ze^2}{2\varepsilon_0 nh}$ एवं ऊर्जा $E = -\frac{mZ^2e^4}{8\varepsilon_0^2 n^2 h^2}$

उपरोक्त समीकरणों से स्पष्ट है कि $R.v \propto n$

Example: 9 यदि हाइड्रोजन परमाणु के n वीं कक्षा की ऊर्जा E_n हो तो आयनित हीलियम परमाणु की n वीं कक्षा की ऊर्जा होगी [CBSE PMT 2001]

(a) $4E_n$ (b) $E_n/4$ (c) $2E_n$ (d) $E_n/2$

Solution : (a) सूत्र $E = -\frac{13.6\, Z^2}{n^2} \Rightarrow \frac{E_H}{E_{He}} = \left(\frac{Z_H}{Z_{He}}\right)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^2 \Rightarrow E_{He} = 4E_n$

Example: 10 हाइड्रोजन परमाणु में जब इलेक्ट्रॉन तृतीय कक्षा से द्वितीय कक्षा में कूदता है तो उत्सर्जित विकिरण का तरंगदैर्ध्य λ_0 है तो चतुर्थ कक्षा से द्वितीय कक्षा में इलेक्ट्रॉन के कूदने पर उत्सर्जित विकिरण का तरंगदैर्ध्य होगा [SCRA 1998; MP PET 2001]

(a) $\frac{16}{25}\lambda_0$ (b) $\frac{20}{27}\lambda_0$ (c) $\frac{27}{20}\lambda_0$ (d) $\frac{25}{16}\lambda_0$

Solution : (b) हाइड्रोजन परमाणु के लिए उत्सर्जित विकिरण का तरंगदैर्ध्य

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right] \Rightarrow \frac{1}{\lambda_0} = R\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right] = R\left[\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right] = \frac{5}{36}R \quad \text{.....(i)}$$

एवं $$\frac{1}{\lambda'} = R\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right] = R\left[\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right] = \frac{3R}{16} \quad \text{.....(ii)}$$

समीकरण (i) एवं (ii) से, $\frac{\lambda'}{\lambda} = \frac{5R}{36} \times \frac{16}{3R} = \frac{20}{27} \Rightarrow \lambda' = \frac{20}{27}\lambda_0$

Example: 11 यदि 90° के कोण पर प्रकीर्णन कणों की संख्या 56 हो तो 60° कोण पर इसका मान होगा [RPMT 2000]

(a) 224 (b) 256 (c) 98 (d) 108

Solution : (a) प्रकीर्णन सूत्र से,

$$N \propto \frac{1}{\sin^4(\theta/2)} \Rightarrow \qquad \frac{N_2}{N_1} = \left[\frac{\sin\left(\frac{\theta_1}{2}\right)}{\sin\left(\frac{\theta_2}{2}\right)}\right]^4 \Rightarrow \frac{N_2}{N_1} = \left[\frac{\sin\left(\frac{90^\circ}{2}\right)}{\sin\left(\frac{60^\circ}{2}\right)}\right]^4 = \left[\frac{\sin 45^\circ}{\sin 30^\circ}\right]^4 = 4 \Rightarrow$$

$$N_2 = 4N_1 = 4 \times 56 = 224$$

Example: 12 जब हाइड्रोजन परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन 4 वीं कक्षा से 5 वीं स्थायी कक्षा में उत्तेजित हो तो इलेक्ट्रॉन के कोणीय संवेग मे परिवर्तन होगा (जहाँ प्लांक स्थिरांक $h = 6.6 \times 10^{-34}$ *J–s*) [AFMC 2000]

(a) 4.16×10^{-34} *J- s* (b) 3.32×10^{-34} *J-s* (c) 1.05×10^{-34} *J-s* (d) 2.08×10^{-34} *J-s*

Solution : (c) कोणीय संवेग में परिवर्तन

$$\Delta L = L_2 - L_1 = \frac{n_2 h}{2\pi} - \frac{n_1 h}{2\pi} \Rightarrow \Delta L = \frac{h}{2\pi}(n_2 - n_1) = \frac{6.6 \times 10^{-34}}{2 \times 3.14}(5-4) = 1.05 \times 10^{-34} J\text{-}s$$

Example: 13 हाइड्रोजन परमाणु में यदि कक्षा $n = 2$ एवं $n = 3$ के बीच ऊर्जा में अंतर E हो तो इसके आयनन ऊर्जा का मान होगा [EAMCET (Med.) 2000]

(a) 13.2 E (b) 7.2 E (c) 5.6 E (d) 3.2 E

Solution : (b) कक्षा $n = 2$ एवं $n = 3$ के बीच ऊर्जा में अंतर $E = K\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = K\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right) = \frac{5}{36}K$ .....(i)

एवं कक्षा $n_1 = 1$ एवं $n_2 = \infty$ के लिए हाइड्रोजन परमाणु की आयनन ऊर्जा $E' = K\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2}\right) = K$ .....(ii)

समीकरण (i) एवं (ii) से, $E' = \frac{36}{5}E = 7.2E$

Example: 14 हाइड्रोजन परमाणु के बोर मॉडल में कक्षा $n = 2$ एवं $n = 1$ में एक इलेक्ट्रॉन के परिक्रमण कालों का अनुपात है [EAMCET (Engg.) 2000]

(a) 2 : 1 (b) 4 : 1 (c) 8 : 1 (d) 16 : 1

Solution : (c) बोर मॉडल के अनुसार, इलेक्ट्रॉन का परिभ्रमण काल $T \propto n^3 \Rightarrow \frac{T_2}{T_1} = \frac{n_2^3}{n_1^3} = \frac{2^3}{1^3} = \frac{8}{1} \Rightarrow T_2 = 8T_1$.

Example: 15 एक द्वि-आयनित लीथियम परमाणु, हाइड्रोजन परमाणु के समतुल्य है, इसका परमाणु क्रमांक 3 है। Li^{++} परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन को प्रथम कक्षा से तृतीय कक्षा में स्थानांतरित करने के लिए आवश्यक विकिरण की तरंगदैर्ध्य होगी। (हाइड्रोजन परमाणु के लिए आयनन ऊर्जा 13.6 *eV* है) [IIT-JEE 1985; UPSEAT 1999]

(a) 182.51 *Å* (b) 177.17 *Å* (c) 142.25 *Å* (d) 113.74 *Å*

Solution : (d) हाइड्रोजन तुल्य परमाणु के n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा

$E_n = -13.6\frac{Z^2}{n^2} eV$, एवं *Li* के लिए $Z = 3$

उपर्युक्त संक्रमण के लिए आवश्यक ऊर्जा

$$\Delta E = E_3 - E_1 = 13.6Z^2\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 13.6 \times 3^2\left[\frac{8}{9}\right] = 108.8\, eV = 108.8 \times 1.6 \times 10^{-19}\, J$$

अब सूत्र $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$ से, $\Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E} \Rightarrow \lambda = \frac{6.6\times10^{-34}\times3\times10^{8}}{108.8\times1.6\times10^{-19}} = 0.11374\times10^{-7}\ m \Rightarrow \lambda = 113.74\ \text{Å}$

Example: 16 हाइड्रोजन परमाणु के दो ऊर्जा स्तरों के लिए यदि अवशोषण संक्रमण (रेखायें) 3 हो तो इन्हीं स्तरों के लिए उत्सर्जन संक्रमण रेखाओं की संख्या होगी [MP PET 1999]

(a) 3 (b) 4 (c) 5 (d) 6

Solution : (d) अवशोषण रेखाओं की संख्या $= (n-1) \Rightarrow 3 = (n-1) \Rightarrow n = 4$

$\therefore$ उत्सर्जित रेखाओं की संख्या $= \frac{n(n-1)}{2} = \frac{4(4-1)}{2} = 6$

Example: 17 किसी दिये गये परमाणु के प्रथम, द्वितीय एवं तृतीय ऊर्जा स्तरों (Levels) के ऊर्जा मान क्रमशः E, $4E/3$ एवं $2E$ है। यदि $3 \rightarrow 1$ संक्रमण के लिए निकले (उत्सर्जित) फोटॉन की तरंगदैर्ध्य λ हो तो $2 \rightarrow 1$ संक्रमण के लिए उत्सर्जित तरंगदैर्ध्य का मान होगा [CPMT 1996]

(a) $\lambda/3$ (b) $4\lambda/3$ (c) $3\lambda/4$ (d) 3λ

Solution : (d) संक्रमण $3 \rightarrow 1$ के लिए $\Delta E = 2E - E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow E = \frac{hc}{\lambda}$ .....(i)

एवं संक्रमण $2 \rightarrow 1$ के लिए $\frac{4E}{3} - E = \frac{hc}{\lambda'} \Rightarrow E = \frac{3hc}{\lambda'}$ .....(ii)

समीकरण (i) एवं (ii) $\lambda' = 3\lambda$

Example: 18 हाइड्रोजन परमाणु जब $n = 4$ ऊर्जा स्तर से $n = 2$ स्तर में संक्रमण करता है तो नीला प्रकाश उत्सर्जित होता है। यदि यह $n = 5$ स्तर से $n = 2$ स्तर में संक्रमण करें तो कौनसा प्रकाश उत्सर्जित होगा [KCET 1993]

(a) लाल (b) पीला (c) हरा (d) बैंगनी

Solution : (d) चूँकि $5 \rightarrow 2$ संक्रमण के लिए उत्सर्जित ऊर्जा का मान $4 \rightarrow 2$ संक्रमण की ऊर्जा से अधिक होता है, इसलिए उत्सर्जित फोटॉन का रंग बैंगनी होगा।

Example: 19 एक इलेक्ट्रॉन $+Ze$ आवेशित स्थिर नाभिक के चारों ओर परिक्रमण करता है। (जहाँ Z एक नियतांक है) एवं इसे बोर की द्वितीय कक्षा से तृतीय कक्षा तक उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा का मान $47.2\ eV$ हो तो Z का मान होगा [IIT-JEE 1981]

(a) 2 (b) 5 (c) 3 (d) 4

Solution : (b) हाइड्रोजन तुल्य परमाणु में संक्रमण $n_1 \rightarrow n_2$ में अवशोषित ऊर्जा

$$\Delta E = 13.6Z^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)eV \quad \Rightarrow \quad 47.2 = 13.6Z^2\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) = 13.6\times\frac{5}{36}Z^2 \quad \Rightarrow$$

$$Z^2 = \frac{47.2\times36}{13.6\times5} = 24.98 \simeq 25$$

$\Rightarrow Z = 5$

Example: 20 हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में पाश्चन श्रेणी के प्रथम सदस्य की तरंगदैर्ध्य 18,800 Å है। पाश्चन श्रेणी की लघुत्तम तरंगदैर्ध्य होगी [EAMCET (Med.) 2000]

(a) 1215 Å (b) 6560 Å (c) 8225 Å (d) 12850 Å

Solution : (c) पाश्चन श्रेणी की प्रथम रेखा के लिए (महत्तम तरंगदैर्ध्य) $\lambda_{max} = \frac{144}{7R}$

एवं न्यूनतम तरंगदैर्ध्य, $\lambda_{\min} = \dfrac{9}{R}$

अतः $\dfrac{\lambda_{\max}}{\lambda_{\min}} = \dfrac{16}{7} \Rightarrow \lambda_{\min} = \dfrac{7}{16} \times \lambda_{\max} = \dfrac{7}{16} \times 18{,}800 = 8225 Å$

Example: 21 लाइमन श्रेणी की प्रथम स्पेक्ट्रमी रेखा एवं बामर श्रेणी की प्रथम रेखा के तरंगदैर्ध्य का अनुपात होगा

[EAMCET (Engg.) 1995; MP PMT 1997]

(a) 1 : 3 (b) 27 : 5 (c) 5 : 27 (d) 4 : 9

Solution : (c) लाइमन श्रेणी की प्रथम रेखा के लिए $\dfrac{1}{\lambda_{L_1}} = R\left[\dfrac{1}{1^2} - \dfrac{1}{2^2}\right] = \dfrac{3R}{4}$ …..(i)

एवं बामर श्रेणी की प्रथम रेखा के लिए $\dfrac{1}{\lambda_{B_1}} = R\left[\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{3^2}\right] = \dfrac{5R}{36}$ …..(ii)

समीकरण (i) एवं (ii) से, $\dfrac{\lambda_{L_1}}{\lambda_{B_1}} = \dfrac{5}{27}$

Example: 22 एक आयन की बामर श्रेणी की तीसरी रेखा 108.5 *nm* तरंगदैर्ध्य वाले हाइड्रोजन परमाणु के तुल्य है। इस आयन के इलेक्ट्रॉन के निम्न स्तर की ऊर्जा होगी [RPET 1997]

(a) 3.4 *eV* (b) 13.6 *eV* (c) 54.4 *eV* (d) 122.4 *eV*

Solution : (c) सूत्र $\dfrac{1}{\lambda} = RZ^2\left(\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right)$ से, $\Rightarrow \dfrac{1}{108.5 \times 10^{-9}} = 1.1 \times 10^7 \times Z^2\left(\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{5^2}\right)$

$\Rightarrow \dfrac{1}{108.5 \times 10^{-9}} = 1.1 \times 10^7 \times Z^2 \times \dfrac{21}{100} \Rightarrow Z^2 = \dfrac{100}{108.5 \times 10^{-9} \times 1.1 \times 10^{-7} \times 21} = 4 \Rightarrow Z = 2$

$\therefore$ मूल स्तर की ऊर्जा $E = -13.6Z^2\ eV = -13.6 \times 2^2\ eV = -54.4\ eV$

Example: 23 हाइड्रोजन (*H*), ड्यूट्रियम (*D*), एकल आयनीकृत हीलियम (He^+) एवं द्वि-आयनीकृत लीथियम (Li^{++}) सभी के नाभिक के चारों ओर एक इलेक्ट्रॉन है। यदि $n = 2$ से $n = 1$ तक के संक्रमण में उत्सर्जित विकिरणों की तंरगदैर्ध्य $\lambda_1, \lambda_2, \lambda_3$ एवं λ_4 हो तब [KCET 1994]

(a) $\lambda_1 = \lambda_2 = 4\lambda_3 = 9\lambda_4$ (b) $4\lambda_1 = 2\lambda_2 = 2\lambda_3 = \lambda_4$ (c) $\lambda_1 = 2\lambda_2 = 2\sqrt{2}\lambda_3 = 3\sqrt{2}\lambda_4$ (d) $\lambda_1 = \lambda_2 = 2\lambda_3 = 3\lambda_4$

Solution : (a) $\Delta E \propto Z^2$ ($\because n_1$ एवं n_2 समान हैं)

$\Rightarrow \dfrac{hc}{\lambda} \propto Z^2 \Rightarrow \lambda Z^2 =$ स्थिरांक $\Rightarrow \lambda_1 Z_1^2 = \lambda_2 Z_2^2 = \lambda_3 Z_3^2 = \lambda_4 Z^4 \Rightarrow \lambda_1 \times 1 = \lambda_2 \times 1^2 = \lambda_3 \times 2^2 = \lambda_4 \times 3^3$

$\Rightarrow \lambda_1 = \lambda_2 = 4\lambda_3 = 9\lambda_4$

Example: 24 मूल अवस्था (Ground state) में स्थित हाइड्रोजन परमाणु 975 *Å* तरंगदैर्ध्य के विकिरण से उत्तेजित होती है तो उत्सर्जन स्पेक्ट्रम में कितनी रेखाएँ होगी [RPMT 2002]

(a) 2 (b) 4 (c) 6 (d) 8

Solution : (c) सूत्र $\dfrac{1}{\lambda} = R\left[\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right]$ से, $\Rightarrow \dfrac{1}{975 \times 10^{-10}} = 1.097 \times 10^7\left(\dfrac{1}{1^2} - \dfrac{1}{n^2}\right) \Rightarrow n = 4$

स्पेक्ट्रमी रेखाओं की संख्या $N = \dfrac{n(n-1)}{2} = \dfrac{4(4-1)}{2} = 6$

Example: 25 प्रारम्भ में मूल अवस्था में स्थित हाइड्रोजन परमाणु 12.4 *eV* ऊर्जा के फोटॉन को पूर्णतः अवशोषित कर उत्तेजित होता है। तो उत्तेजित अवस्था में क्वाण्टम संख्या का मान होगा [UPSEAT 2000]

(a) $n=1$ (b) $n=3$ (c) $n=4$ (d) $n=\infty$

Solution : (c) ऊर्जा संरक्षण से,

$$\Rightarrow -\frac{13.6}{n^2} = -13.6 + 12.4 \Rightarrow -\frac{13.6}{n^2} = -1.2 \Rightarrow n^2 = \frac{13.6}{1.2} = 12 \Rightarrow n = 3.46 \simeq 4$$

Example: 26 हाइड्रोजन परमाणु में जब इलेक्ट्रॉन चतुर्थ कक्षा से द्वितीय कक्षा में आता है तो उत्सर्जित ऊर्जा की तरंग संख्या 20.397 cm^{-1} है He^+ के लिए इसी संक्रमण में उत्सर्जित ऊर्जा की तरंग संख्या होगी [Haryana PMT 2000]

(a) 5,099 cm^{-1} (b) 20,497 cm^{-1} (c) 40,994 cm^{-1} (d) 81,998 cm^{-1}

Solution : (d) सूत्र $\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = RZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ से, $\Rightarrow \bar{\nu} \propto Z^2 \Rightarrow \frac{\bar{\nu}_2}{\bar{\nu}_1} = \left(\frac{Z_2}{Z_1}\right)^2 = \left(\frac{Z}{1}\right)^2 = 4 \Rightarrow \bar{\nu}_2 = \bar{\nu} \times 4 = 81588\, cm^{-1}$

Example: 27 एक परमाणु में नाभिक के चारों ओर दो इलेक्ट्रॉन दो भिन्न-भिन्न वृत्तीय कक्षाओं में घूमते हैं, इन कक्षाओं की त्रिज्यायें R एवं $4R$ है तो इनके परिक्रमण काल का अनुपात होगा

(a) 1/4 (b) 4/1 (c) 8/1 (d) 1/8

Solution : (d) परिक्रमण काल $T \propto \frac{n^3}{Z^2}$

दिये गये परमाणु (Z = स्थिरांक) के लिए $T \propto n^3$ .....(i) एवं त्रिज्या $R \propto n^2$ .....(ii)

समीकरण (i) एवं (ii) से, $T \propto R^{3/2} \Rightarrow \frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{R_1}{R_2}\right)^{3/2} = \left(\frac{R}{4R}\right)^{3/2} = \frac{1}{8}$

Example: 28 हाइड्रोजन परमाणु के मूल अवस्था में आयनन ऊर्जा का मान E है तो Li^{++} परमाणु के द्वितीय उत्तेजित अवस्था में आयनन ऊर्जा का मान होगा

(a) E (b) $3E$ (c) $6E$ (d) $9E$

Solution : (a) परमाणु के n वीं कक्षा में आयनन ऊर्जा $E_n = \frac{Z^2}{n^2}$

हाइड्रोजन परमाणु में मूल अवस्था के लिए ($n=1$) एवं $Z=1 \Rightarrow E = E_0$ .....(i)

तथा Li^{++} परमाणु द्वितीय उत्तेजित अवस्था के लिए $n=3$ एवं $Z=3$, अतः $E' = \frac{E_0}{3^2} \times 3^2 = E_0$ .....(ii)

समीकरण (i) एवं (ii) से, $E' = E$

Example: 29 हाइड्रोजन परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन कक्षा $n=4$ से $n=1$ तक कूदता है तो हाइड्रोजन परमाणु का प्रतिक्षेप (Recoil) संवेग (eV/c में) होगा

(a) 12.75 (b) 6.75 (c) 14.45 (d) 0.85

Solution : (a) चूँकि हाइड्रोजन परमाणु संक्रमण के पहले विराम में हैं, इसलिए संवेग संरक्षण सिद्धान्त से,

फोटॉन का संवेग = हाइड्रोजन परमाणु का (Recoil) संवेग $P_{recoil} = \frac{h\nu}{c} = \frac{E_4 - E_1}{c} = \frac{-0.85eV - (-13.6\, eV)}{c} = 12.75\frac{eV}{c}$

Example: 30 यदि प्रकृति में वह तत्व जिसके लिए $n > 4$ (n = मुख्य क्वाण्टम संख्या है) संभव न हो तो संभावित तत्वों की संख्या होगी [IIT-JEE 1983; CBSE PMT 1991, 93; MP PET 1999; RPET 1993, 2001; RPMT 1999, 2003; J & K CET 2004]

(a) 60 (b) 32 (c) 4 (d) 64

Solution : (a) चूँकि n का महत्तम मान 4 है इसलिए

संभव (महत्तम) तत्वों की संख्या

$$N = 2\times1^2 + 2\times2^2 + 2\times3^2 + 2\times4^2 = 2+8+18+32 = 60$$

Tricky example: 1

यदि परमाणु ${}_{100}Fm^{257}$ बोर मॉडल का पालन करता है, और ${}_{100}Fm^{257}$ की त्रिज्या बोर त्रिज्या का n गुना हो तो n का मान होगा [IIT-JEE (Screening) 2003]

(a) 100 (b) 200 (c) 4 (d) 1/4

Solution : (d) $$(r_m) = \left(\frac{m^2}{Z}\right)(0.53\text{Å}) = (n\times0.53\text{Å}) \Rightarrow \frac{m^2}{Z} = n$$

${}_{100}Fm^{257}$ के लिए $m = 5$ (चूँकि बाह्यतम कक्षा संख्या 5 है) एवं $z = 100$

$$\therefore \quad n = \frac{(5)^2}{100} = \frac{1}{4}$$

Tricky example: 2

यदि एक उदासीन हीलियम परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा 24.6 eV हो तो परमाणु से दोनों इलेक्ट्रॉनों को बाहर निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा(eV में) का मान होगा [IIT-JEE 1995]

(a) 79.0 (b) 51.8 (c) 49.2 (d) 38.2

Solution : (a) हीलियम परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन बाहर निकलने के बाद शेष परमाणु हाइड्रोजन परमाणु की तरह होगा।

अतः परमाणु से दूसरे इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा $E = 13.6\times\frac{2^2}{1} = 54.4\,eV$

$\therefore$ कुल आवश्यक ऊर्जा = 24.6 + 54.4 = 79 eV