

## परमाणु संरचना

### 29.1 भूमिका

पिछले अध्यायों में हम पदार्थ के विभिन्न गुणों जैसे कि यान्त्रिक, तापीय, विद्युतीय एवं चुम्बकीय गुणों के बारे में पढ़ चुके हैं। पदार्थों के इन गुणों को गहराई से समझने के लिए हमें परमाणु की आन्तरिक संरचना की जानकारी होना आवश्यक है जो कि ऐसे गुणों और अन्य प्रभावों के लिए मूल रूप से उत्तरदायी होता है।

अतः परमाणु की संरचना को समझने के लिए हमने इस पाठ में विभिन्न परमाणु मॉडलों की चर्चा की है। रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग एवं इसकी कमियों की चर्चा से शुरू करते हुए, सबसे छोटे और हल्के परमाणु अर्थात् हाइड्रोजन की इलेक्ट्रॉनिक संरचना की व्याख्या के लिए बोहर के परमाणु सिद्धान्त को भी सम्मिलित किया गया है।

इस अध्याय में आप विशेषतया हाइड्रोजन परमाणु के विभिन्न कक्षाओं में इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा के विषय में भी अध्ययन करेंगे। इस पाठ में क्वान्टम संख्याओं का संक्षिप्त परिचय दिया जाएगा तथा पौली उपवर्जन सिद्धान्त के विषय में भी चर्चा की जाएगी।

### 29.2 उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप:

- रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग की व्याख्या कर सकेंगे तथा रदरफोर्ड परमाणु मॉडल का उल्लेख कर सकेंगे;
- रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल की कमियों का उल्लेख कर सकेंगे;
- बोहर के परमाणु की मान्यताओं का गणितीय रूप में उल्लेख कर सकेंगे;

- हाइड्रोजन परमाणु के पहले कक्ष में इलेक्ट्रॉन की त्रिज्या और वेग का अभिकलन कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन परमाणु के पहले कक्ष में इलेक्ट्रॉन-ऊर्जा के लिए व्यंजक व्युत्पन्न कर सकेंगे;
- ऊर्जा स्तरीय आरेख में इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा का निरूपण कर सकेंगे; तथा
- चार क्वान्टम संख्याओं को सूचीबद्ध कर सकेंगे तथा पॉली उपवर्जन सिद्धान्त का उल्लेख कर सकेंगे;

### 29.3 रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल

जैसा कि आप पहले ही अध्ययन कर चुके हैं कि सर्वप्रथम परमाणु के विषय में अंग्रेज रसायनिज्ञ जॉन डाल्टन ने चर्चा की थी। उसने परमाणु का वर्णन तत्व के उस छोटे से छोटे कण के रूप में किया था जिसका और विभाजन न हो सके तथा जिसमें उस तत्व के सभी गुण विद्यमान हों और वह सभी रासायनिक अभिक्रियाओं में भाग लेता हो। इसके पश्चात् सन् 1907 में जे.जे. थामसन नामक वैज्ञानिक ने गैसों में विद्युत विसर्जन का अध्ययन करते समय यह खोज की कि प्रत्येक पदार्थ में ऋण आवेशित कण होते हैं जिन्हें इलेक्ट्रॉन कहते हैं। चूंकि परमाणु आपे सम्पूर्ण रूप में उदासीन होता है अतः उसमें परिमाण में समान विजातीय आवेश होने चाहिए। अपनी इस खोज के आधार पर उसने परमाणु का एक मॉडल सुझाया जिसे प्लम पुडिंग मॉडल (Plum Pudding Model) कहते हैं। इस मॉडल के अनुसार परमाणु की आकृति गोलाकार होती है तथा इसमें एक एकसमान आवेशित घनात्मक गोला होता है जिसमें उपयुक्त संख्या में विभिन्न स्थानों पर परमाणु को उदासीन बनाने के लिए इलेक्ट्रॉन व्यवस्थित होते हैं। उस समय रेडियोएक्टिवता की खोज हेनरी वेक्युरल द्वारा की जा चुकी थी। जिसमें यह पाया गया कि रेडियो एक्टिव परमाणु, ऊर्जायुक्त विकिरणों का उत्सर्जन  $\alpha$ -कणों,  $\beta$ -कणों तथा  $\gamma$ -विकिरणों के रूप में करते हैं। सन् 1899 में  $\alpha$ -कणों के साथ प्रयोग करते समय न्यूजीलैण्ड में पैदा हुए भौतिकवेत्ता लार्ड अर्नेस्ट रदरफोर्ड ने यह प्रेक्षण किया कि सोने की पतली पत्री से  $\alpha$ -कणों का प्रकीर्णन बड़े कोण पर होता है जिसका स्पष्टीकरण परमाणु के प्लम पुडिंग मॉडल द्वारा नहीं दिया जा सका। तत्पश्चात् इसी प्रेक्षण के आधार पर नाभिक की खोज भी हुई।

परमाणु के भीतर घनात्मक व ऋणात्मक आवेशों के वितरण का सही विवरण सर्वप्रथम लार्ड अर्नेस्ट रदरफोर्ड (1871-1937) द्वारा प्रस्तुत किया गया। उसका मॉडल धातु की पत्रियों से  $\alpha$ -कणों के प्रकीर्णन प्रयोगों पर आधारित था। आइए, हम रदरफोर्ड प्रकीर्णन प्रयोग के विषय में अध्ययन करें।

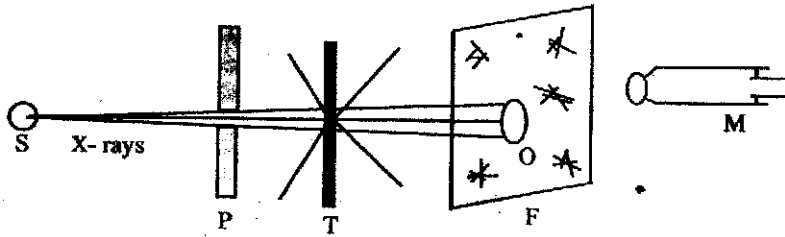
#### 23.3.1 रदरफोर्ड का (Rutherford's $\alpha$ -scattering Experiment) प्रकीर्णन प्रयोग

**उपकरण:** रदरफोर्ड ने प्रकीर्णन प्रयोग के लिए बहुत ही साधारण उपकरण (प्रायोगिक व्यवस्था) का उपयोग किया था, इसे चित्र (29.1) में दिखाया गया है। पोलोनियम स्रोत  $S$  द्वारा उत्सर्जित  $\alpha$ -किरणों का पतला पुन्ज सीसे के डायफ्राम  $P$  से गुजरता हुआ लक्ष्य  $T$  पर पड़ता है। लक्ष्य  $T$  सोने या ऐलुमिनियम की पतली फिल्म (परत) होती है। प्रतिदीप्त परदे (जिन्क सल्फाइड) से  $\alpha$ -कणों के टकराने पर प्रकाश या प्रस्फुरण की बहुत ही हल्की चमक  $O$  निकलती है। प्रस्फुरण को कम शक्ति के सूक्ष्मदर्शी ( $M$ ) द्वारा देखा जा सकता है। यह पूरा उपकरण एक निर्वातित कक्ष में रखा गया था ताकि  $\alpha$ -कणों की वायु के अणुओं से टकराने की संभावना न रहे।

प्रेक्षण: रदरफोर्ड, पन्नी से गुजरने पर  $\alpha$ -कणों में होने वाले विक्षेप कोण के विषय में जानकारी प्राप्त करने के लिए बहुत ही उत्सुक थे। उनका विश्वास था कि इस प्रकार के अध्ययन से परमाणु-संरचना के संबंध में कुछ महत्वपूर्ण जानकारी मिल सकेगी। उन्होंने पाया कि अधिकांश प्रकीर्णित  $\alpha$ -कण या तो लक्ष्य पन्नी  $T$  से होकर सीधे गुजरते हैं या फिर उनमें केवल लघु विक्षेपण ही होता है। तथापि, कुछ प्रकीर्णित  $\alpha$ -कणों को लम्बे कोणों ( $90^\circ$ ) से विक्षेपित होते पाया गया और उनमें से कुछ को झोत की ओर (लगभग  $180^\circ$  का कोण बनाते हुए) वापस पीछे की ओर विक्षेपित होते देखा गया। लघु कोण पर  $\alpha$ -कणों के प्रकीर्णन की तो आशा थी लेकिन बड़े कोण वाले प्रकीर्णन विशेषकर उस पथ पर  $\alpha$ -कणों का वापस लौटना जिस पथ से ये कण आए थे, बहुत ही आश्चर्यजनक था।

व्याख्या एवं निष्कर्ष:  $\alpha$ -कणों के बृहदकोण पर प्रकीर्णन से परमाणु के अन्दर एक कठोर कोर की उपस्थिति का पता चला। प्रकीर्णन के बड़े कोण के बनने के लिए बमबारी करने वाले  $\alpha$ -कणों के घनात्मक आवेश और बमबारी किये गए लक्ष्य परमाणुओं के घनात्मक आवेश के बीच बलशाली स्थिर वैद्युत प्रतिकर्षण का होना आवश्यक पाया गया। यह प्रबल क्षेत्र केवल तभी संभव हो सकता है जबकि समस्त घन आवेश एक ही बिन्दु पर केन्द्रित हो।

इस प्रकार  $S$  पर स्थित पॉलोनियम-झोत द्वारा उत्सर्जित किरणों, सीसे के डायफ्राम 'P' से एक पतले किरण-पुन्ज के रूप में निकल कर लक्ष्य पर पड़ती है।

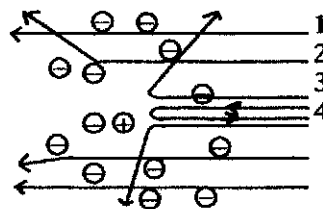


चित्र 29.1:  $\alpha$ -कणों का रदरफोर्ड प्रकीर्णन

उपरोक्त प्रेक्षणों के आधार पर निम्नलिखित निष्कर्ष निकाले गए:

- समस्त घनात्मक आवेश और अधिकांश परमाणु द्रव्यमान परमाणु के भीतर बहुत ही छोटे केन्द्रीय क्षेत्र में एकत्रित होने चाहिए। रदरफोर्ड ने इस क्षेत्र का नाम न्यूक्लियस या नाभिका रखा। उसने यह भी अनुमान लगाया कि नाभिक का आकार  $10^{-15}m$  कोटि अर्थात् परमाणु के आकार का  $10^5$  गुना है।
- न्यूक्लियस इलेक्ट्रॉन समूह द्वारा घिरा रहता है और इसका कुल ऋणात्मक आवेश न्यूक्लियस के कुल धनात्मक आवेश के तुल्य होता है, फलस्वरूप कुल मिलाकर परमाणु विद्युतीय उदासीन होता है।

परमाणु द्वारा प्रकीर्णित  $\alpha$ -कणों के संभाव्य-पथ 29.2 में दर्शाए गए हैं।



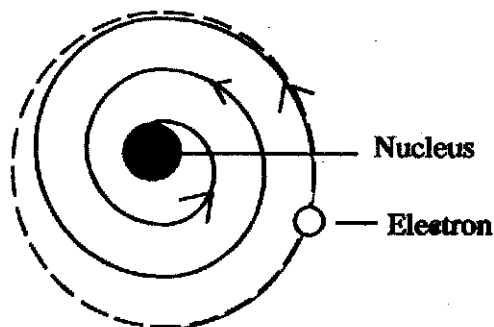
चित्र 29.2:  $\alpha$ -कणों के प्रकीर्णन का संभाव्य पथ

न्यूक्लियस की ओर जाने वाले घनात्मक आवेशित  $\alpha$ -कण को न्यूक्लियस पर घनात्मक आवेश के कारण कूलाम्बीय प्रतिकर्षण बल का सामना करना पड़ता है। परमाणु से कुछ दूरी पर गुजरते हुए  $\alpha$ -कण पर न्यूक्लियस को बहुत ही कम प्रतिकर्षण बल पड़ता है। परिणामतः यह लगभग अविक्षेपित हुए ही गुजर जाता है जैसा कि चित्र 29.2 में  $\alpha$ -कण (-1) द्वारा दर्शाया गया है परंतु एक अन्य  $\alpha$ -कण जो कि न्यूक्लियस के एकदम पास पहुंच जाता है, प्रबल प्रतिकर्षण बल का सामना करता है, परिणामस्वरूप यह बड़ा कोण बनाते हुए विक्षेपित होता है जैसा कि चित्र 44.2 में  $\alpha$ -कण (2) द्वारा दिखाया गया है। यह अत्यन्त दुर्लभ होता है कि कोई  $\alpha$ -कण सीधे न्यूक्लियस से टकराए। इस परिस्थिति में प्रतिकर्षण बल  $\alpha$ -कण की गति को धीमा कर देगा और यह अन्त में रुक जाएगा और इसके बाद इसके आने की दिशा में ही प्रतिकर्षित कर दिया जाएगा जैसा कि चित्र में  $\alpha$ -कण (-4) द्वारा दर्शाया गया है।

### 29.3.2 रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल की कमियाँ

रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तुत किए गए परमाणु-मॉडल में कुछ कमियाँ अनुभव की गईं। रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के कुछ निष्कर्ष उपरोक्त प्रायोगिक प्रेक्षणों के विपरीत थे। जैसे कि-

(i) परमाणु का स्थायित्व: रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के अनुसार परमाणु के अन्दर इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर विभिन्न कक्षाओं में चक्कर लगाते हैं (जैसे हमारे सौरमंडल के ग्रह सूर्य का चक्कर लगाते हैं) अगर ये इलेक्ट्रॉन स्थिर हो जाएं तो वे तुरन्त ही न्यूक्लियस की ओर आकर्षित होकर उसमें जा गिरेंगे। उन्होंने सोचा कि अपकेन्द्र बल ही इलेक्ट्रॉनों को न्यूक्लियस में जाने से रोकता है।



चित्र:29.3 में इलेक्ट्रॉन की कक्षीय गति

यह मॉडल भी असंतोषजनक पाया गया। विद्युत चुम्बकीय सिद्धान्त के अनुसार सभी त्वरित इलेक्ट्रॉन विद्युत चुम्बकीय विकिरण उत्सर्जित

करते हैं। इसका कारण यह है कि कक्षा में परिक्रमा करने वाले इलेक्ट्रॉन निरन्तर त्वरित होते हैं परिणामस्वरूप वे विकिरण उत्सर्जित करते हैं और ऊर्जा का ह्रास होता है।

इस प्रकार रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल में इलेक्ट्रॉन को घटती हुई त्रिज्या के सर्पिलपथ में उस समय तक निरन्तर चक्कर लगाने चाहिए जब तक कि यह न्यूक्लियस में पूरी तरह न मिल जाए जैसा कि चित्र 29.3 में दिखाया गया है।

चित्र 29.3 से स्पष्ट है कि परिक्रमा करने वाले इलेक्ट्रॉनों की कक्षीय गति क्षणभंगुर (लगभग  $10^{-10}$  सेकण्ड) होती है तथा स्थायी नहीं होती। यह प्रायोगिक परिणामों के विपरीत है।

(ii) वैद्युत चुम्बकीय विकिरण की आवृत्ति: रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के अनुसार इलेक्ट्रॉन किसी भी त्रिज्या वाले किसी भी कक्ष में चक्कर लगा सकते हैं और इस प्रकार इनसे सभी आवृत्तियाँ वाले वैद्युत चुम्बकीय विकिरण उत्सर्जित होंगे। यह प्रायोगिक परिणामों के विपरीत है। प्रयोग करने पर यह पाया गया कि परमाणुओं से केवल कुछ विशिष्ट आवृत्ति वाले विकिरण ही उत्सर्जित होते हैं न कि सभी आवृत्ति वाले।

इस प्रकार इस मॉडल की भी कुछ सीमाएँ थीं और इसमें सुधार करने की आवश्यकता अनुभव की गई।

### पाठगत प्रश्न 29.1

1. सही उत्तर छांटिए :
  - (a) रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग में पतले फिल्म लक्ष्य के ऊपर निम्नांकित में से किसकी बमबारी की गई—
    - (i)  $\beta$ -कणों (ii)  $\gamma$ -किरणों (iii)  $\alpha$ -कणों
  - (b) न्यूक्लियस निम्न में से किसके द्वारा चारों ओर से घिरा रहता है—
    - (i) इलेक्ट्रॉनों (ii) प्रोटॉनों (iii)  $\alpha$ -कणों
  - (c)  $\alpha$ -कण के वृहद कोणीय प्रकीर्णन से निम्नलिखित में से किसकी उपस्थिति का पता चलता है
    - (1) परमाणुओं के अन्दर कोई धनावेशित कठोर क्रोड
    - (2) परमाणुओं के अन्दर कोई संरभ्र क्रोड
    - (3) परमाणुओं के अन्दर ऋणावेशित क्रोड
2. थॉमसन के परमाणु मॉडल में क्या कमी थी।

### 29.4 बोहर का परमाणु मॉडल (Bohrs Atomic Model)

नील्स बोहर ने वर्ष 1913 में परमाणु के सबसे संतोषजनक मॉडल का सुझाव प्रस्तुत किया था। रदरफोर्ड द्वारा  $\alpha$ -कणों पर किए गए प्रकीर्णन प्रयोग से बोहर ने निष्कर्ष निकाला कि परमाणु के केन्द्र में धनात्मक आवेश वाला न्यूक्लियस होता है तथा इलेक्ट्रॉन वृत्ताकार कक्षा में इसका चक्कर काटते हैं। साथ ही, बोहर ने प्लैंक व आईस्टीन द्वारा विकसित विकिरण के क्वान्टम सिद्धान्त को रदरफोर्ड के मॉडल पर लागू किया

जिससे कि इस मॉडल की कमियों को दूर किया जा सके। बोहर ने मुख्यतः सरलतम परमाणु अर्थात् हाइड्रोजन-परमाणु जिसका परमाणु क्रमांक  $Z = 1$  था, के लिए अपने मॉडल, का विकास किया।

बोहर का हाइड्रोजन परमाणु सिद्धान्त: इसे परमाणु-का-ग्रहीय-मॉडल भी कहा जाता है। इसमें एक इलेक्ट्रॉन होता है जो घनावेशित न्यूक्लियस, के चारों ओर चक्कर लगाता है। न्यूक्लियस घनावेशित कणों का बना होता है जिन्हें प्रोटोन कहते हैं। प्रोटॉन इलेक्ट्रॉन की तुलना में लगभग 2000 गुणा भारी होता है। प्रोटॉन के आवेश का परिमाण इलेक्ट्रॉन के आवेश के परिणाम के समतुल्य होता है। बोहर का सिद्धान्त निम्नांकित मान्यताओं पर आधारित है :

#### 25.4.1 बोहर के परमाणु मॉडल की मान्यताएं:

बोहर ने परमाणु से उत्सर्जित स्पेक्ट्रमी रेखाओं की श्रेणियों की व्याख्या के लिए तथा हाइड्रोजन परमाणु के स्थायित्व का कारण बताने के लिए निम्नांकित मान्यताओं की स्थापना की

(a) परमाणु के केन्द्र में घनावेशित न्यूक्लियस होता है। यदि परमाणु क्रमांक  $Z$  हो तो न्यूक्लियस पर आवेश  $Ze$  के बराबर होगा, जबकि  $e$  यहां पर इलेक्ट्रॉन-आवेश का परिमाण है।

ऋण आवेशित इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर केवल कुछ ही स्वीकृत वृत्ताकार कक्षाओं में चक्कर लगाते हैं। इन वृत्ताकार कक्षाओं में चक्कर लगाते समय कोई इलेक्ट्रॉन ऊर्जा विकिरण नहीं करता। इन गैर-विकिरणकारी कक्षाओं को स्थायी कक्षाएं कहते हैं।

(b) ये स्वीकृत कक्षाएं जिनमें कोई इलेक्ट्रॉन परिक्रमा कर सकता है वे कक्षाएं होती हैं जिनके लिए

उस इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग  $\frac{h}{2\pi}$  का पूर्णांक गुणक या इस का पूर्ण गुणांक होता है। यहां  $h$  स्थिरांक है, इसे प्लैंक स्थिरांक कहते हैं। अतः इस प्रकार की कक्षाओं के लिए कोणीय संवेग

$$L = mva = \frac{nh}{2\pi} \quad \dots\dots\dots(29.1)$$

यहां  $m$  और  $v$  क्रमशः इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमान तथा वेग हैं,  $a$  अनुमतित कक्षा की त्रिज्या है तथा  $n$  घन पूर्णांक ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) है और इसे मुख्य क्वाण्टम अंक कहते हैं।

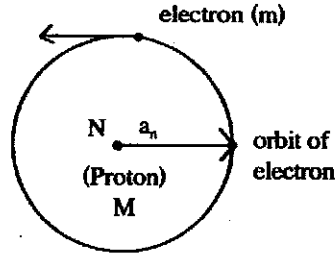
(c) स्पेक्ट्रमी रेखाओं की व्याख्या करने के लिए बोहर ने इस बात की मूल कल्पना भी की कि जब कोई इलेक्ट्रॉन उच्च कक्षा से निम्न कक्षा में छलांग लगाता है तब ऊर्जा उत्सर्जित होती है। लेकिन जब कोई इलेक्ट्रॉन निम्न कक्षा से उच्च कक्षाओं में छलांग लगाता है तब ऊर्जा का अवशोषण होता है। इस प्रकार यदि  $E_i$  और  $E_f$  दो अनुमत कक्षाओं से सम्बद्ध ऊर्जाएं हों तो उत्सर्जित या अवशोषित विकिरण की आवृत्ति निम्न संबंध द्वारा दर्शायी जाती है

$$E_i - E_f = hv \quad \dots\dots\dots(29.2)$$

इस संबंध को बोहर आवृत्ति प्रतिबंध भी कहते हैं।

29.4.2 अनुमत कक्षाओं की त्रिज्याएं ज्ञात करना

चित्र 29.4 को देखिए। माना हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन (द्रव्यमान  $m$ ) न्यूक्लियस (द्रव्यमान  $M$ ) के चारों ओर अपनी  $n^{\text{th}}$  कक्षा में परिभ्रमण करता है।



चित्र 29.4: परमाणु का मॉडल

माना  $a_n$  और  $v_n$  क्रमशः इलेक्ट्रॉन की इस  $n^{\text{th}}$  कक्षा की त्रिज्या और इस कक्षा में उसका वेग है।

माना कि यह इलेक्ट्रॉन  $M$  द्रव्यमान के प्रोटॉन के चारों ओर परिभ्रमण करता है तथा  $a_n$  और  $v_n$  क्रमशः इस इलेक्ट्रॉन की  $n^{\text{th}}$  कक्षा की त्रिज्या तथा इस कक्षा में उसका वेग है।

त्रिज्या  $a_n$  को न्यूक्लियस के केन्द्र से मापा जाता है।

$n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन के  $V_n$  वेग के साथ परिभ्रमण करने के लिए इलेक्ट्रॉन पर आरोपित अपकेन्द्र बल न्यूक्लियस और इलेक्ट्रॉन के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण बल के बराबर होना चाहिए।

हम जानते हैं कि अपकेन्द्र बल  $f_c = \frac{mv_n^2}{a_n}$  .....(29.3)

इलेक्ट्रॉन और न्यूक्लियस के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण बल  $f_e = \frac{kZe^2}{a_n^2}$  ..... (29.4)

जहाँ  $k$  एक स्थिरांक है  $k$  का मान इस प्रकार है

$$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \text{ .....(29.5)}$$

यहाँ  $E_0$  मुक्त स्थान की अनुमोदन शीलता (permittivity) है और इसका मान  $8.85418 \times 10^{12}$  फेराड/मीटर है।

तथा  $Z$  न्यूक्लियस का परमाणु क्रमांक है।

स्थिरांक  $k$  का मान  $= 9 \times 10^9 \text{ mF}^{-1}$

समीकरण (29.3) और (29.4) से हमें प्राप्त होता है  $f_c = f_e$

$$\begin{aligned} \text{अर्थात् } \frac{mv_n^2}{a_n} &= \frac{kZe^2}{a_n^2} \\ a_n &= \frac{kZe^2}{mv_n^2} \text{ .....(29.6)} \end{aligned}$$

बोहर द्वारा पहले दी गई द्वितीय मूल कल्पना के अनुसार  $n^{\text{th}}$  कक्षा में परिक्रमा करने वाले इलेक्ट्रॉन का

कोणीय संवेग  $(=mv_n a_n), \frac{h}{2\pi}$  का पूर्ण गुणक होता है।

$$\text{अर्थात् } mv_n a_n = \frac{nh}{2\pi}$$

$$\text{यानी } a_n = \frac{nh}{2\pi m v_n} \quad \dots\dots\dots(29.7)$$

समीकरण (29.6) और (29.7) की तुलना करने पर

$$\frac{kZe^2}{mv_n^2} = \frac{nh}{2\pi m v_n}$$

$$v_n = \frac{2\pi kZe^2}{nh} \quad \dots\dots\dots(29.8)$$

समीकरण (29.7) में  $v_n$  के मान को प्रतिस्थापित करने पर हमें प्राप्त होता है अनुमत कक्षाओं की त्रिज्याएं :

$$a_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m k Z e^2} \quad \dots\dots\dots(29.9)$$

उपरोक्त समीकरण से अनुमत कक्षाओं की त्रिज्याएं ज्ञात होती हैं जिनमें इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर घुंकर काट सकता है।  $n$  को मुख्य क्वांटम अंक कहते हैं। हाइड्रोजन के संबंध में  $Z = 1$  होता है। समीकरण (29.8) में  $Z = 1$  और  $n = 1$  रखने पर हाइड्रोजन परमाणु की पहली कक्षा में इलेक्ट्रॉन के वेग का मान इस प्रकार होता है।

$$v_1 = \frac{2\pi k e^2}{h} \quad \dots\dots\dots(29.10)$$

समीकरण (29.9) से प्रथम कक्षा की त्रिज्या इस प्रकार मिलती है।

$$a_1 = \frac{h^2}{4\pi^2 m k e^2} \quad \dots\dots\dots(29.11)$$

समीकरण (29.11) में  $m, k, e$  और  $h$  के मानों को प्रतिस्थापित करने पर प्रथम अनुमत कक्षा की त्रिज्या इस प्रकार मिलती है

$$a_1 = 0.53 \text{ \AA}, (1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m})$$

इसी तरह  $n = 2$  के लिए

$$a_2 = (2^2) a_1 = 4a_1$$

और इसी तरह आगे चलता जायेगा। अतः  $a_n = n^2 a_1$

### 29.4.3 इलेक्ट्रॉन ऊर्जा

आइए पहले हम  $n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन-ऊर्जा का परिकलन करते हैं। यदि  $n^{\text{th}}$  कक्षा में कुल ऊर्जा  $E_n$  है तो यह बराबर होगी-

$$E_n = \text{गतिज ऊर्जा} + \text{स्थितिज ऊर्जा}$$

$$\text{या } E_n = \text{K.E.} + \text{P.E.} \quad \dots\dots\dots(29.12)$$

$n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा निम्नांकित समीकरण द्वारा दी जाती है-

$$\text{K.E.} = \frac{1}{2} m(v_n)^2 \quad \dots\dots\dots(29.13)$$

समीकरण (29.6) से हमें प्राप्त होता है

$$\text{K.E.} = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{a_n} \quad \dots\dots\dots(29.14)$$

इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा निम्नांकित समीकरण द्वारा दी जाती है।

$$\text{P.E.} = \frac{-kZe^2}{a_n} \quad \dots\dots\dots(29.15)$$

अतः कुल ऊर्जा  $E_n$  इस प्रकार होगी

$$E_n = \frac{1}{2} \frac{kZe^2}{a_n} - \frac{kZe^2}{a_n} \quad \dots\dots\dots(29.16)$$

$$E_n = \frac{-1}{2} \frac{kZe^2}{a_n} \quad \dots\dots\dots(29.17)$$

समीकरण (29.9) से कक्षा की त्रिज्या का मान प्रतिस्थापित करने पर

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 Z^2 e^4}{n^2 h^2} m \quad \dots\dots\dots(29.18)$$

कुल ऊर्जा के ऋणात्मक चिह्न से पता चलता है कि इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस से बंधा हुआ है। हाइड्रोजन परमाणु के लिए प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉन ऊर्जा (29.18) में  $Z = 1$  व  $n = 1$  रखने पर प्राप्त होती है।

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 e^4 m}{h^2} \quad \dots\dots\dots(29.19)$$

यह ऊर्जा का सबसे कम स्तर होता है इसे परमाणु की निम्नतम अवस्था (Ground state) कहते हैं। समीकरण 29.19 में स्थिरांकों के मान प्रतिस्थापित करने पर  $E_1$  का मान  $13.6\text{eV}$  आता है। अतः  $E_n = -13.6n^2\text{eV}$ . क्वान्टम अंक 2, 3, ... के संगत ऊर्जा स्तर  $E_2, E_3, \dots$  को उत्तेजित अवस्था कहते हैं  $n = \infty$  के लिए  $E = 0$  होता है। इसका तात्पर्य है कि इलेक्ट्रॉन अब न्यूक्लियस से बंधा हुआ नहीं है और यह मुक्त हो गया है।

हम सभी जानते हैं कि जब उत्तेजित इलेक्ट्रॉन उच्च कक्षा से निम्न कक्षा में छलांग लगाता है तो इससे विकिरण (फोटोन) उत्सर्जित होता है।

यदि इलेक्ट्रॉन के  $n_i$  कक्षा से  $n_f$  कक्षा में कूदने पर इलेक्ट्रॉन की संगत ऊर्जा  $E_i$  तथा  $E_f$  है तो

$$h\nu = E_i - E_f \quad \dots\dots\dots(29.20)$$

हम लिख सकते हैं। कि-

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

यहां  $\nu$  फोटोन या उत्सर्जित विकिरण की आवृत्ति है।  
समीकरण (29.18) का उपयोग करके हमें प्राप्त होता है-

$$\nu = \frac{2p^2 k^2 Z^2 e^4 m}{h^3} \times \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \dots\dots\dots (29.21)$$

परिणाम को तरंग संख्या में लिखने का चलन है। तरंग संख्या  $\bar{\nu}$  को एक मीटर में तरंगों की संख्या के रूप में परिभाषित किया जाता है।

$$\bar{\nu} = \nu/c,$$

यहां  $c$  प्रकाश का वेग है।

हम यह भी जानते हैं कि  $c = \nu\lambda$ , यहां विकिरण की तरंग दैर्घ्य है।

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c}$$

समीकरण (29.21) से

$$\bar{\nu} = \frac{2p^2 k^2 Z^2 e^4 m}{ch^3} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \dots\dots\dots (29.22)$$

हाइड्रोजन परमाणु के लिए  $Z = 1$

$$\bar{\nu} = \frac{2p^2 k^2 e^4 m}{ch^3} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad \dots\dots\dots (29.23)$$

$$\text{या } \bar{\nu} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

यहां  $R_H$  नियतांक है और इसे रिडबर्ग नियतांक कहते हैं तथा यह बराबर होता है-

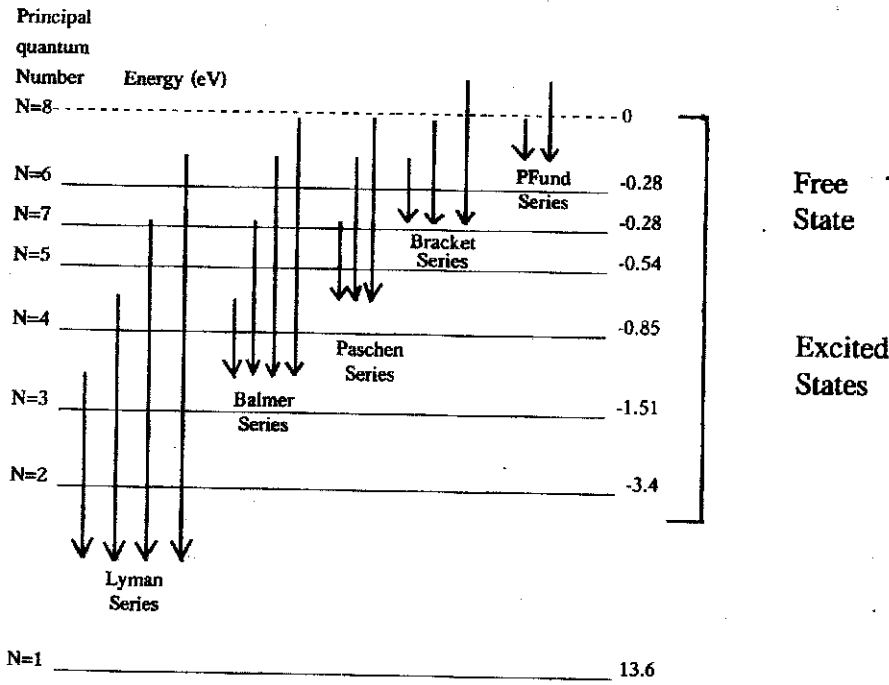
$$R_H = \frac{2\pi^2 k^2 e^4 m}{ch^3} = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \quad \dots\dots\dots (29.24)$$

#### 29.4.4 हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम (Hydrogen Spectrum)

समीकरण (29.24) से प्राप्त हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में लाइनों की कई श्रेणियां होती हैं जैसा कि चित्र (29.5) में दर्शाया गया है। ये श्रेणियां निम्नलिखित हैं:

- (i) लाइमेन श्रेणी : बोहर ने बताया कि यदि इलेक्ट्रॉन, ऊर्जा स्तर 2,3,4 .... (अर्थात्-  $n_f = 2, 3, 4, \dots$ ) से ऊर्जा स्तर + 1 (अर्थात्  $n_i = 1$ ) या निम्नतम अवस्था में कूदता है तो स्पेक्ट्रमी रेखाओं की एक श्रेणी प्राप्त होती है जिसे लाइमेन श्रेणी कहते हैं। इस श्रेणी की रेखाएं स्पेक्ट्रम के पराबैंगनी क्षेत्र में पड़ती हैं।
- (ii) बामर श्रेणी: यदि इलेक्ट्रॉन उच्च कक्षाओं या ऊर्जा स्तरों  $n_f = 3, 4, 5 \dots$  से ऊर्जा स्तर-2 ( $n_i = 2$ ) में छलांग लगाता है तो स्पेक्ट्रमी रेखाओं की एक श्रेणी प्राप्त होती है जिसे बामर श्रेणी कहते हैं। यह विकिरण स्पेक्ट्रम के दृश्य-भाग में पड़ते हैं।

- (iii) पाश्चन श्रेणी : जब इलेक्ट्रॉन ऊर्जा स्तर- $n_i = 4, 5, 6, \dots$  से ऊर्जा स्तर 3 (अर्थात्  $n_f = 3$ ) पर छलांग लगाता है तो उससे प्राप्त स्पेक्ट्रमी रेखाओं की श्रेणी को पाश्चन श्रेणी कहते हैं। यह स्पेक्ट्रम के अवरक्त भाग में पड़ती है।
- (iv) ब्रैकेट श्रेणी : इलेक्ट्रॉन के ऊर्जा स्तर- $n_i = 5, 6, 7,$  से ऊर्जा स्तर-4.... पर (अर्थात्  $n_f = 4$ ) पर छलांग लगाने पर ब्रैकेट श्रेणी प्राप्त होती है। यह मध्य अवरक्त भाग में पड़ती है।
- (v) फंड श्रेणी : इसमें  $n_i = 6, 7, \dots$  और  $n_f = 5$  इस श्रेणी की रेखाएं दूर अवरक्त क्षेत्र में पड़ती हैं।
- (vi) हम्फ्री श्रेणी:  $n_i = 7, 8, \dots$  और  $n_f = 6$  होता है। इस श्रेणी की रेखाएं अति दूर अवरक्त क्षेत्र में पड़ती है।



चित्र 29.5: हाइड्रोजन परमाणु के ऊर्जा स्तर

किसी हाइड्रोजन की आधार अवस्था  $n = 1$  से  $n = \infty$  तक इलेक्ट्रॉन को निकालने में आवश्यक ऊर्जा को इसकी आयनीकरण ऊर्जा कहते हैं। हाइड्रोजन परमाणु के लिए आयनीकरण ऊर्जा का मान  $13.6V$  है।

#### 29.4.5 बोहर के सिद्धान्त की सीमाएं

यद्यपि बोहर के सिद्धान्त के रदरफोर्ड परमाणु मॉडल की बहुत सी कमियों को दूर कर दिया है फिर भी इस सिद्धान्त की कुछ सीमाएं हैं जो कि निम्नांकित हैं

- (i) कक्षाएं वृत्ताकार मानी गईं-जब कि दीर्घवृत्तीय कक्षाएं भी संभव हैं। इसका तात्पर्य यह है कि बोहर का सिद्धान्त सर्वग्राही नहीं है।

(ii) हाइड्रोजन की कुछ स्पेक्ट्रमी रेखाएं एकल रेखाएं नहीं होती हैं। ये थोड़ी-थोड़ी भिन्न आवृत्तियों वाली सघन रेखाओं से युक्त होती है। इस सिद्धान्त द्वारा हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम में रेखाओं के इस सूक्ष्म रूप की व्याख्या नहीं हो सकी।

### 29.5 परमाणुओं में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

बोहर तथा स्टॉनर ने दर्शाया कि किसी परमाणु में सभी इलेक्ट्रॉनों का कक्ष समान नहीं होता है। उन्होंने आनुभविक नियम प्रस्तुत करते हुए बताया कि किसी कक्ष में इलेक्ट्रॉन की अधिकतम संख्या  $2n^2$  होती है, यहां  $n$  मुख्य या कुल क्वान्टम संख्या है। इस प्रकार विभिन्न कक्षों में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या निम्नलिखित होती है:

प्रथम कक्षा में  $(n = 1) = 2 (1)^2 = 2$  इलेक्ट्रॉन

द्वितीय कक्षा में  $(n = 2) = 2 (2)^2 = 8$  इलेक्ट्रॉन

तृतीय कक्षा में  $(n = 3) = 2 (3)^2 = 18$  इलेक्ट्रॉन

चतुर्थ कक्षा में  $(n = 4) = 2 (4)^2 = 32$  इलेक्ट्रॉन

और इसी तरह यह क्रम आगे चलता जाएगा।

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$  इत्यादि के संगत कक्षों को क्रमशः  $K, L, M, N, \dots$  कक्ष कहा जाता है।

परमाणु की बाह्यतम कक्षा (अर्थात् वह कक्षा जिसमें इलेक्ट्रॉन  $2n^2$  से कम संख्या में हों) में विद्यमान इलेक्ट्रॉनों को संयोजकता इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

#### 29.5.1 क्वान्टम संख्याएं (Quantum Numbers)

बोहर ने इलेक्ट्रॉनों की कक्षा को वृत्ताकार माना और उसने परमाणु में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा को निर्धारित करने के लिए मुख्य क्वान्टम अंक  $n$  प्रस्तुत किया।

बाद में समर फील्ड ने उस समस्या को हल करने के लिए बोहर के सिद्धान्त को आगे बढ़ाया और परमाणु में इलेक्ट्रॉनों के लिए वृत्ताकार के साथ-साथ दीर्घवृत्तीय कक्षाओं का भी अनुमोदन किया। इसके कुछ नई क्वान्टम संख्याएं अस्तित्व में आईं जो इस प्रकार हैं:

#### दिगंशी क्वान्टम संख्या (Azimuthal Quantum Number)

समरफील्ड ने मुख्य क्वान्टम संख्या  $n$  को बनाए रखा। उसने दिगंशी क्वान्टम संख्या ( $l$ ) नाम की दूसरी क्वान्टम संख्या प्रस्तुत की।  $n$  के किसी दिए हुए मान के लिए  $l = 0$  से  $(n-1)$  तक अर्थात्  $0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$  तक किसी भी धनात्मक मान को ग्रहण कर सकता है। इस प्रकार  $n = 1$  के लिए  $l$  का अनुमत मान केवल  $0$  होता है। उच्च कक्षों के लिए जैसे कि  $n = 5$  के लिए  $l = 0, 1, 2, 3, 4$  और इसी तरह आगे भी मानों को ग्रहण कर सकता है। क्वान्टम संख्या  $l$  कक्षीय कोणीय संवेग से सम्बद्ध रहती है।

#### चुम्बकीय क्वान्टम संख्या (Magnetic Quantum Number)

उच्च वियोजन स्पेक्ट्रमित के विकास के साथ-कुछ महत्वपूर्ण तथ्यों का पता चला, उदाहरण के तौर पर बामर श्रेणी की रेखाएं एकल नहीं थीं। उसमें 6 रेखाएं थीं और ये आपस में बिल्कुल पृथक और भिन्न

थीं लेकिन वे सभी लगभग समान आवृत्ति वाली थीं। इसकी व्याख्या करने के लिए एक अन्य क्वान्टम संख्या  $m_l$  खोजी गयी और इसका नाम चुम्बकीय क्वान्टम संख्या रखा गया।  $l$  के दिए हुए मान के लिए  $m_l$  को मान  $-l$  से  $+l$  कोई भी पूर्णांक तक हो सकता है। अर्थात्  $-l, (l-1), \dots, 0, \dots, (l-1), l$  अर्थात् कुल संभावित  $(2l+1)$  पूर्णांकीय मान लिये जा सकते हैं। उदाहरण के लिए  $l=2$  के लिए  $m_l$  के 5 मान होते हैं अर्थात्  $-2, -1, 0, 1, 2$ ।

**प्रचक्रणी क्वान्टम अंक (Spin Quantum Number)**

अंत में कुछ स्पेक्ट्रमी रेखाओं की सूक्ष्म संरचना का कारण बताने के लिए प्रत्येक इलेक्ट्रॉन की न्यूक्लियस के चारों ओर अपनी कक्षा में घूमते हुए अपने अक्ष पर गोलक प्रचक्रण गति की कल्पना करना आवश्यक हो गया। प्रचक्रणी कण के साथ कोणीय संवेग भी सम्बद्ध रहता है और इसके परिमाण को एक अन्य क्वान्टम संख्या  $s$  जो कण का प्रचक्रण कहलाती है, से प्रदर्शित किया जाता है। इलेक्ट्रॉन के लिए  $s = \frac{1}{2}$  होता है कक्षीय इलेक्ट्रॉन की तरह ही प्रचक्रणी इलेक्ट्रॉन भी चुम्बकीय आघूर्ण से सम्बद्ध रहता है। प्रचक्रणी चुम्बकीय आघूर्ण से संगत दूसरी क्वान्टम संख्या  $m_s$  प्रस्तुत की गई। इलेक्ट्रॉन के लिए  $m_s$  केवल दो मान  $+$  या  $-$  ही ग्रहण कर सकता है।

इस प्रकार क्वान्टम संख्याएं चार होती हैं  $n, l, m_l$  तथा  $m_s$  जो कि परमाणु में किसी इलेक्ट्रॉन की अवस्था को पूरी तरह से पहचानने के लिए आवश्यक है। संक्षेप में भिन्न-भिन्न क्वान्टम संख्याएं और उसके अनुमत मान नीचे दिए गए हैं-

क्वान्टम संख्याएं	क्वन्टिकृत मान
(i) $n$ (मुख्य क्वान्टम संख्या)	1, 2, 3, ... $n$
(ii) $l$ (दिगंभी क्वान्टम संख्या)	0, 1, 2, 3, 4... ( $n-1$ )
(iii) $m_l$ (चुम्बकीय क्वान्टम संख्या)	$-l, -(l-1), \dots, 0, 1, 2(l-1)+l$
(iv) $m_s$ (प्रचक्रणी क्वान्टम संख्या)	$- , +$

**पाठगत प्रश्न 29.2**

- परमाणु का सबसे पहला अत्यन्त सफल मॉडल किसने सुझाया था ?  
.....
- हाइड्रोजन परमाणु के संबध में प्रथम अनुमत-कक्षा ( $n=1$ ) की त्रिज्या कितनी होती है ?  
.....

सही उत्तर छांटिए

- हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन की अपनी  $nth$  कक्षा की त्रिज्या निम्न में से किसके अनुक्रमानुपाती होती है।

(i)  $\frac{1}{n}$  (ii)  $\frac{1}{n^2}$  (iii)  $n$  (iv)  $n^2$

हाइड्रोजन परमाणु की  $n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा  $E_n$  निम्न में से किसके अनुक्रमानुपाती होती है ?

(i)  $e^4$  (ii)  $e^3$  (iii)  $e^2$  (iv)  $e$

### 29.6 आपने क्या सीखा

- रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग ने परमाणु के अन्दर छोटे से केन्द्रीय क्षेत्र की उपस्थिति को इंगित किया जहाँ पर उसके सभी धनावेशित कण और परमाणु का अधिकांश द्रव्यमान केन्द्रित होता है। इस क्षेत्र को न्यूक्लियस नाम दिया गया।
- न्यूक्लियस इलेक्ट्रॉन मेघ से घिरा रहता है जिसका कुल ऋण आवेश न्यूक्लियस के कुल धन आवेश के बराबर होता है।
- रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल द्वारा परमाणु का प्रेक्षित स्थायित्व तथा परमाणुओं द्वारा उत्सर्जित विद्युत चुम्बकीय विकिरण का सन्तोषजनक स्पष्टीकरण नहीं दिया जा सका।
- परमाणु का एक सन्तोषजनक मॉडल नील्सबोहर ने प्रस्तुत किया जोकि निम्नांकित मान्यताओं पर आधारित था।

(i) परमाणु के केन्द्र में धनावेशित न्यूक्लियस होता है।

(ii) इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर केवल कुछ ही अनुमत कक्षाओं में चक्कर लगाते हैं।

(iii) अनुमत कक्षाओं में चक्कर लगाते समय इलेक्ट्रॉन ऊर्जा विकिरण नहीं करते हैं इन कक्षाओं को स्थायी कक्षा कहते हैं।

- कूलॉम का स्थिर विद्युत बल नियम और न्यूटन का गति का नियम परमाणु क्षेत्र में लागू होते हैं।
- इलेक्ट्रॉन की कक्षाएँ वे होती हैं जिनका कोणीय संवेग  $(I\omega) = nh/2\pi$  होता है।
- जब इलेक्ट्रॉन उच्च कक्षा से निम्न कक्षा में या निम्न कक्षा से उच्च अनुमत कक्षाओं में छलांग लगाता है, तब क्रमशः ऊर्जा उत्सर्जन या अवशोषण होता है।
- अनुमत कक्षाओं की त्रिज्याएँ जिनमें इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर परिक्रमण करने के लिए स्वतंत्र होता है निम्नलिखित समीकरण द्वारा व्यक्त होती है

$$a_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m k Z e^2}$$

हाइड्रोजन परमाणु में प्रथम अनुमत कक्षा की त्रिज्या  $a = 0.53 \text{ \AA}$  होती है।

- $n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन-ऊर्जा को इस प्रकार दर्शाते हैं

$$E_n = \frac{-2\pi^2 k^2 Z^2 e^4 m}{n^2 h^2}$$

कुल ऊर्जा के ऋणात्मक चिन्ह से पता चलता है कि इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस से बंधा रहता है।

- तरंग संख्या  $\bar{\nu}$  को प्रति मीटर तरंगों की संख्या के रूप में परिभाषित करते हैं। तरंग संख्या ऊर्जा स्तर से सम्बन्धित होती है जो इस प्रकार है।

$$\bar{v} = R_{\infty} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

- बोहर के सिद्धान्त की कुछ सीमाएं हैं जो इस प्रकार हैं:
  - (i) कक्षाओं को वृत्ताकार माना जाता है, पर वे दीर्घवृत्तीय भी हो सकती हैं।
  - (ii) हाइड्रोजन की स्पैक्ट्रमी रेखाओं में पास-पास उपस्थित अत्यन्त कम आवृत्ति-अंतर की रेखाओं के विषय में बोहर के सिद्धान्त द्वारा कोई भी स्पष्टीकरण नहीं दिया जा सका।
- क्वान्टम संख्याएं पांच प्रकार की होती हैं जो इस प्रकार हैं
  - (i) मुख्य क्वान्टम संख्या,  $n$
  - (ii) दिगशी क्वान्टम संख्या,  $l$
  - (iii) चुम्बकीय क्वान्टम संख्या,  $m_l$
  - (iv) प्रचक्रणी क्वान्टम संख्या,  $m_s$

### 29.7 पाठान्त प्रश्न

1. रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग में अधिकांश  $\alpha$ -कण लक्ष्य पत्री से सीधे ही क्यों गुजर गए?
2. थॉमसन के प्लम पुडिंग मॉडल व रदरफोर्ड के ग्रहीय मॉडल में अन्तर लिखिए।
3. रदरफोर्ड ने यह क्यों माना कि इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियस के चारों ओर वृत्तीय कक्षा में परिक्रमा करते हैं?
4. हाइड्रोजन परमाणु की अपनी पहली और दूसरी उत्तेजित अवस्थाओं की ऊर्जाओं का क्या अनुपात होता है?
5. रिडबर्ग नियतांक का SI मात्रक लिखिए।
6. रदरफोर्ड के  $\alpha$ -कण प्रकीर्णन प्रयोग के किस प्रेक्षण ने न्यूक्लियस के अस्तित्व के विषय में प्रागुक्ति के लिए दिशा प्रदान की?
7. हाइड्रोजन के लिए रिडबर्ग नियतांक का मान  $1096700m^{-1}$  है। लाइमेन श्रेणी की छोटी व बड़ी तरंगदैर्घ्य परिकलित कीजिए।
8. हाइड्रोजन परमाणु का इलेक्ट्रॉन 1 सेकण्ड में प्रथम कक्षा की कितनी परिक्रमा करता है?
9. रदरफोर्ड के प्रकीर्णन प्रयोग का वर्णन कीजिए और इसके निष्कर्षों की चर्चा कीजिए।
10. रदरफोर्ड के मॉडल की कमियों की चर्चा कीजिए।
11. बोहर के परमाणु मॉडल की मान्यताओं का वर्णन कीजिए।
12. हाइड्रोजन परमाणु की  $n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन-ऊर्जा का व्यंजक व्युत्पन्न कीजिए।
13. सही उत्तर छांटिए :
  - (a) पौली-उपवर्जन सिद्धान्त के अनुसार:
    - (i) किसी परमाणु में किन्हीं भी दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वान्टम संख्याएं कभी समान नहीं होती हैं।

- (ii) दो इलेक्ट्रॉनों की क्वान्टम संख्याएं एक जैसी हो सकती हैं।  
 (iii) सभी इलेक्ट्रॉनों की क्वान्टम संख्याएं एक सी हो सकती हैं।  
 (iv) उपर्युक्त में से कोई नहीं।
- (b) हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन की त्रिज्या उसकी  $n^{\text{th}}$  कक्षा में निम्नांकित के अनुक्रमानुपाती होती है-
- (i)  $\frac{1}{e}$  (ii)  $e$  (iii)  $\frac{1}{e^2}$  (iv)  $e^2$
- (c) हाइड्रोजन परमाणु का  $n^{\text{th}}$  कक्षा में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा  $E_n$  निम्नांकित के अनुक्रमानुपाती होती है।
- (i)  $\frac{1}{n^4}$  (ii)  $\frac{1}{n^3}$  (iii)  $\frac{1}{n^2}$  (iv)  $\frac{1}{n}$
- (d) हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन को कक्षा  $n=1$  से  $n=\infty$  तक हटाने के लिए वांछित ऊर्जा होती है।
- (i) 13.6eV (ii) 13.6V (iii) 13.6 MeV (iv) 13.6 keV
- (e) हाइड्रोजन परमाणु में जब इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तर  $n_i = 5, 6, 7, \dots$  इत्यादि से ऊर्जा स्तर  $n_f = 4$  पर छलांग लगाता है तब स्पेक्ट्रमी रेखाओं का जो समुच्चय प्राप्त होता है, इन्हें कहते हैं
- (i) बामर श्रेणी (ii) ब्रकेट श्रेणी (iii) पाश्चन श्रेणी (iv) लाइमैन श्रेणी
14. हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों के तीसरे और चौथे अनुमत कक्षाओं को त्रिज्या का परिकलन कीजिए।
15. बोहर के परमाणु सिद्धान्त की सीमाओं की चर्चा कीजिए।
16. हाइड्रोजन परमाणु में ऊर्जा-संक्रमण ऊर्जा स्तर  $n=3$  से  $n=2$  पर होता है। दिया है  $R=1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$
- (i) उत्सर्जित विकिरणों की तरंग दैर्घ्य कितनी है?  
 (ii) क्या ये विकिरण दृश्य प्रकाश के परिसर में होंगे?  
 (iii) यह संक्रमण किस स्पेक्ट्रमी श्रेणी से संबंधित होगा?
17. हाइड्रोजन का आयनन विभव 13.6 वोल्ट है। परमाणु की  $n=2$  अवस्था की ऊर्जा कितनी है?

### अपने उत्तरों की जांच कीजिए।

#### पाठगत प्रश्न 29.1

1. a (iii) b. (ii) c (i) d (i)  
 2. यह रदफोर्ड के प्रयोग में प्राप्त प्रेक्षण की व्याख्या नहीं कर सका जिसके अनुसार  $\alpha$ -कण का अधिक कोण से प्रकीर्णन होता है।

#### पाठगत प्रश्न 29.2

1. नील वोहर 2.  $5.3 \times 10^{-11} \text{ m}$ . 3. 4 (i), 5 (ii)

#### पाठगत प्रश्न

7.  $= 911.4 \text{ \AA}$ ,  $= 1215 \text{ \AA}$   
 8.  $6.57 \times 10^{15} \text{ Hz}$   
 13. a (i), b (iii), c (iii), d (i), e (ii)  
 16. (i)  $6563 \text{ \AA}$ , (ii) (iii)  
 17.  $-3.4 \text{ MeV}$ .