अध्याय—14
परमाणवीय भौतिकी (Atomic Physics)

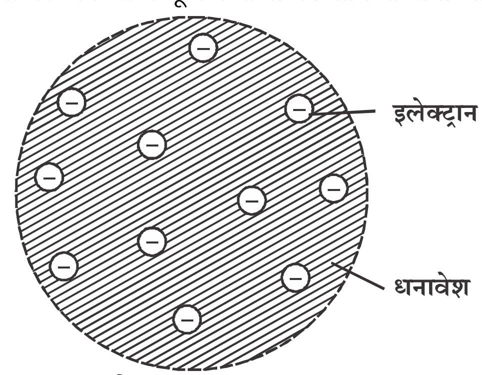
द्रव्य अति सूक्ष्म कणों से निर्मित है ऐसी अवधारणा बहुत ही प्राचीन काल से दार्शनिको के अध्ययन का केन्द्र बिन्दु रही है। ''वैशेषिक दर्शन'' नामक ग्रन्थ के प्रणेता भारतीय दर्शनशास्त्री महर्षि कणाद ने द्रव्य को सूक्ष्म अविभाज्य कण जिन्हें उन्होंने ''परमाणु'' नाम दिया से बना माना। ग्रीक दार्शनिक डेमोक्रीटस ने भी ऐसी ही परिकल्पना प्रस्तुत की थी। परमाणु के बारे में प्रथम वैज्ञानिक सिद्धांत 1803 में डाल्टन (Dalton) द्वारा दिया गया था जिसके बारे में आप पिछली कक्षाओं में अध्ययन कर चुके हैं। ऐसे सभी विचारों के मूल में परमाणु अविभाज्य है अर्थात् परमाणु का अपनी कोई आन्तरिक संरचना नहीं है निहित था। उन्नीसवीं शताब्दी के अंत में तथा बीसवी शताब्दी के प्रारंभ में किये गए कई प्रयोगों से इस विचार पर प्रश्न चिन्ह लग गया। गैसों में न्यून दाब पर विद्युत विसर्जन संबंधित प्रयोगो में ''कैथोड किरणों (cathode rays) की खोज हुई जो ऋणावेशित कणों से बनी थी। इन कणों को बाद में1887 में ब्रिटिश वैज्ञानिक जे. जे. टामसन ने ''इलेक्ट्रान'' नाम दिया तथा इन्हें सभी परमाणुओं का अनिवार्य संघटक माना। इस संबंध में इलेक्ट्रान केe/m के मापन के लिए टामसन का प्रयोग तथा इलेक्ट्रॉनिक आवेश e के मापन के लिए मिलिकॉन तेल बिन्दु प्रयोग उल्लेखनीय है। परमाणु वैद्युत उदासीन है अतः परमाणु में ठीक उतनी ही मात्रा में धनावेश होना चाहिए जितनी मात्रा में इसमें इलेक्ट्रॉनों के कारण कुल ऋणावेश है। अतः यह प्रश्न उठना स्वाभाविक ही था कि परमाणु में धनावेश तथा इलेक्ट्रॉनों (ऋणावेश) की वितरण व्यवस्था किस प्रकार से है अर्थात् परमाणु की संरचना क्या है? यही प्रश्न आगामी परमाणवीय प्रतिरूपों (Atomic models) के प्रतिपादन का आधार बना। यह तथ्य सुस्थापित है कि परमाणु स्थायी है अतः किसी भी परमाणवीय प्रतिरूप में यह समझाना आवश्यक है कि धनात्मक एवं ऋणात्मक आवेशों में पारस्परिक आकर्षण के उपरान्त भी ये एक दूसरे को विलोपित किए बिना परमाणु को किस प्रकार स्थायित्व प्रदान करते हैं। इसके अतिरिक्त उन्नीसवीं शताब्दी के प्रारंभ में ही यह ज्ञात हो गया था कि न्यून दाब पर परमाणविक गैसों या वाष्प में विद्युत धारा प्रवाह करने पर अथवा ज्वाला में गर्म करने पर विरलित गैसों द्वारा कुछ निश्चित आवृतियों के विद्युत चुंबकीय विकिरण उत्सर्जित किए जाते हैं जो इनका रेखिल स्पैक्ट्रम (line spectrum) निर्मित करते हैं। विरलित गैसों में चूंकि परमाणुओं के मध्य दूरी बहुत अधिक होती है अतः उत्सर्जित विकिरण परमाणुओं की अन्योन्य क्रियाओं के कारण नहीं होते अपितु ये व्यष्टिगत (individual) परमाणुओं के कारण ही है। प्रत्येक तत्व का अपना एक अभिलाक्षणिक स्पैक्ट्रम होता है। इसके अतिरिक्त यह भी ज्ञात था कि उच्च ताप पर गर्म किए जाने पर धात्विक तत्वों द्वारा इलेक्ट्रानों का उत्सर्जन होता है। अतः बीसवीं शताब्दी के प्रथम तीन दशकों तक ज्ञात ऐसे प्रायोगिक साक्ष्यों के सैद्धांतिक स्पष्टीकरण के प्रयास ही परमाणु के विभिन्न प्रतिरूपों के विकास का कारण बने।

इस अध्याय में पहले हम टामसन परमाणु मॉडल, रदरफोर्ड परमाणु मॉडल एवं इनकी सफलता एवं असफलताओं का अध्ययन करेंगें। इसके उपरान्त हम बोर हाइड्रोजन परमाणु माडल कअध्ययन करेंगे जो अपने आप में एक क्रांतिकारी विचार था। बोर मॉडल द्वारा हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम की व्याख्या करने के उपरान्त हम इसकी कुछ कमियों को उल्लेखित करेंगे। अंत में हम यह देख सकेंगें कि किस प्रकार दे ब्राग्ली की द्रव्यतरंग परिकल्पना बोर परमाणु प्रतिरूप के कक्षीय क्वांटीकरण संबंधी अभिग्रहीत की सफल व्याख्या करती है।

14.1 परमाणु का थामसन मॉडल (Thomson's Model of the Atom)

सन् 1838 में थामसन ने प्रस्तावित किया कि परमाणु लगभग 10^{-10} m त्रिज्या का एक ठोस धनावेशित गोला है तथा यह धनावेश गोले के संपूर्ण आयतन में एक समान रूप से वितरित है। इस धन आवेश को सन्तुलित करने के लिए पर्याप्त मात्रा में ऋणावेश इलेक्ट्रॉनों के रूप में परमाणु में अन्तः स्थापित है (चित्र 14.1)

थामसन मॉडल में इलेक्ट्रॉन धनावेशित गोले में इस प्रकार अन्तः स्थापित माने गए जैसे व्यंजन पुंडिग(Pudding) में सुंदरता एवं स्वाद बढाने के लिए आलुबुखारे रखे जाते हैं अतः चित्रमय रूप में इसे प्लम पुडिंग माडल भी कहा गया। एक अन्य चित्रमय रूप में परमाणु में इलेक्ट्रानों की व्यवस्था तरबूज में बीजों की भांति भी मानी जा सकती है।



चित्र 14.1 टॉमसन मॉडल

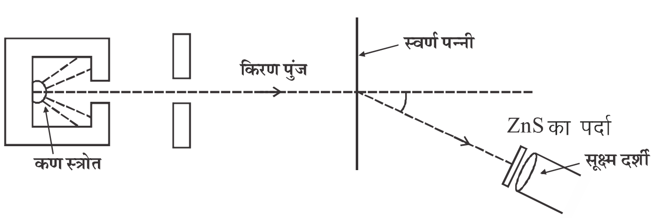
तत्कालीन उपलब्ध प्रायोगिक प्रेक्षणों में से कुछ की व्याख्या थामसन माडल द्वारा सफलता पूर्वक की जा सकी। **उदाहरण** के लिए यह माडल परमाणु के स्थायित्व, गैसों के आयनीकरण तथा तापायनिक उत्सर्जन आदि प्रेक्षणों की व्याख्या करने में सफल रहा। परमाणु से विद्युत चुबकीय विकिरण उत्सर्जन की व्याख्या करने के लिए टामसन ने माना कि बाह्य स्त्रोत से ऊर्जा प्राप्त करने के पश्चात् परमाणु के इलेक्ट्रॉन अपनी माध्य स्थिति के इर्द गिर्द दोलन करते हैं। दोलनी गति के कारण इलेक्ट्रॉन त्वरित गति में होते हैं एंव चूंकि त्वरित आवेश विद्युत चुंबकीय विकिरण उत्सर्जित करता है अतः परमाणु से

विद्युत चुंबकीय विकिरण उत्सर्जन होता है। टामसन ने यह भी माना कि विकिरण की आवृत्ति वही होती है जो कि इलेक्ट्रॉनों के दोलन की होती है। अब यदि इस विचार को हाइड्रोजन परमाणु जिसमें केवल एक ही इलेक्ट्रॉन होता है पर लागू किया जाए तो हाइड्रोजन के स्पैक्ट्रम में केवल एक ही रेखा प्राप्त होनी चाहिए। प्रायोगिक प्रेक्षणों में पाया गया कि हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम में स्पैक्ट्रमी रेखाओं की कई श्रेणियाँ होती हैं, जैसा कि हम अध्याय में आगे पढ़ेंगे। इस प्रकार यह माडल हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम की व्याख्या करने में सफल नहीं रहा। इस माडल को सर्वाधिक आघात तब पहुँचा जब रदरफोर्ड अल्फा प्रकीर्णन प्रयोगों के प्रायोगिक प्रेक्षणों का इस मॉडल द्वारा स्पष्टीकरण संभव नहीं हो पाया।

14.2 एल्फा कण प्रकीर्णन प्रयोग परमाणु का रदरफोर्ड मॉडल (Alpha Ray Scattering Experiment and Rutherford Model of Atom)

सन् 1911 में रदरफोर्ड एवं उनके सहयोगियों गाइगर (Geiger) एवं मार्सडन (Marsden) ने एक महत्वपूर्ण प्रयोग किया जिसने प्रदर्शित किया कि परमाणु का टामसन मॉडल सही नहीं है। इस प्रयोग में स्वर्ण धातु की एक पतली पन्नी पर ऐल्फा कणों की बौछार की गई तथा पन्नी से पार होने के बाद विभिन्न कोणों पर विक्षेपित होने वाले कणों की संख्या ज्ञात की गई। ऐल्फा कण द्विआयनित हीलियम परमाणु है जिसका द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के द्रव्यमान का लगभग चार गुना (इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमान का लगभग 7000 गुना) तथा आवेश +2e होता है। ऐल्फा कण रेडियोएक्टिव नाभिकों यथा पोलोनियम, थोरियम, यूरेनियम इत्यादि से स्वतः उत्सर्जित होते हैं।

ऐल्फा कण प्रकीर्णन प्रयोग का व्यवस्थित निरूपण चित्र 14.2 में दर्शाया गया है। रेडियो एक्टिव स्त्रोत पोलोनियम से प्राप्त α कणों के पुंज को लैड के ईटों के मध्य से गुजारकर संरेखित किया गया। इस संरेखित किरण पुंज का लगभग 10^{-7} m मोटाई की स्वर्ण धातु की पन्नी (foil) पर आघात करवाया गया। विभिन्न कोणों पर प्रकीर्णित α कणों का संसूचन करने के लिए एक घूर्णी प्रस्फुर गणित्र (Scintillation counter) का उपयोग किया गया। इसमें जिंक सल्फाइड का पर्दा लगा होता है जिससे टकराने पर α कण प्रस्फुर उत्पन्न करते हैं जिन्हें सूक्ष्मदर्शी की सहायता से देखकर विभिन्न कोणों पर प्रकीर्णित α कणों की संख्या ज्ञात की जा सकती है।



चित्र 14.2 ऐल्फा कण प्रकीर्णन प्रयोग का व्यवस्थात्मक निरूपण

रदरफोर्ड, गाइगर एवं मार्सडन द्वारा किए गए प्रयोग में यह पाया गया कि आपतित α कणों में से अधिकांश स्वर्ण पन्नी को या तो बिना विक्षेपित हुए पार गए अथवा बहुत ही अल्प कोणों पर विक्षेपित हुए। इससे रदरफोर्ड ने निष्कर्ष निकाला कि परमाणु का अधिकांश भाग खोखला (empty space) है। इस प्रकार टामसन का परमाणु मॉडल सही नहीं है जिसमें परमाणु को एकसमान द्रव्यमान वितरण का ठोस माना गया था।

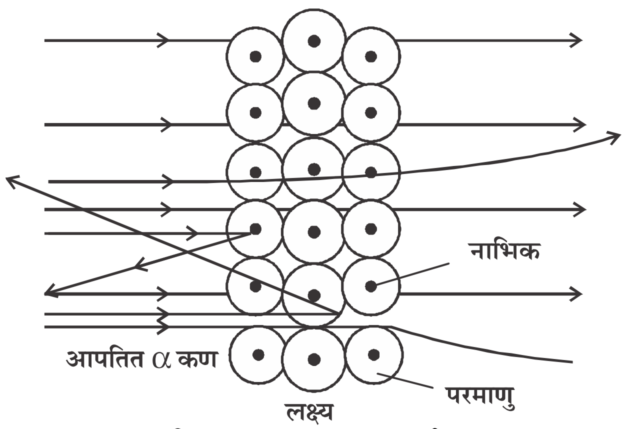
इससे भी अधिक रोचक परिणाम यह भी प्रेक्षित होना था कि बहुत ही कम संख्या में α कण 90^o या इससे अधिक कोणों पर भी प्रकीर्णित होते है। लगभग 8000 आपतित कणों में से एक या दो कणों के लिए ऐसा प्रेक्षित हुआ कि वे आपतन की दिशा के विपरीत दिशा में लौट गए। रदरफोर्ड के स्वयं के शब्दों में ''यह ऐसी घटना है जो मैंने जीवन में पहले कभी नहीं देखी यह तो ऐसा ही मानो आपने 15 इंच का तोप का गोला कागज के एक टुकड़े पर दागा हो और यह लौट कर आपसे ही टकरा गया हो।''

इस प्रकार के अधिक कोणों के विक्षेप को टामसन मॉडल द्वारा समझाया जा सकना असंभव है। ऐल्फा कणों का द्रव्यमान इलेक्ट्रॉनों से बहुत बड़ा होने के कारण इनकी इलेक्ट्रॉन से संभव संघट्ट के कारण इनके पथ में विचलन लगभग नगण्य होगा। α कणों के बहुत अधिक कोण से प्रकीर्णन के लिए आवश्यक है कि इस पर बहुत अधिक प्रतिकर्षण लगे। टामसन परमाणु प्रतिरूप में धनात्मक आवेश चूंकि गोले पर एक समान वितरित है अतः यह संभव नहीं है कि परमाणविक गोले के किसी भाग से गुजरते समय वहां उपस्थित धनात्मक अल्पांश आवेश α कण को बड़े कोणों से विक्षेपित कर सके। इस प्रकार टामसन मॉडल में ऐसा कुछ भी नहीं है जो α कणों के पुनः प्रतिलोमन को समझा सके।

रदरफोर्ड ने तर्क दिया कि इतना अधिक विक्षेप उत्पन्न करने के लिए ऐल्फा कण पर बहुत अधिक प्रतिकर्षण लगना चाहिए जो कि तब ही संभव है जबकि परमाणु का समस्त धनावेश (एवं इसका लगभग संपूर्ण द्रव्यमान) परमाणु के केन्द्र जिसे नाभिक (nucleus) कहा गया पर दृढ़ता पूर्वक संकेन्द्रित हो, ना कि परमाणु के सम्पूर्ण आयतन में वितरित हो। तब एक आपतित कण धनावेश के इस केन्द्र को भेदे बिना इसके अत्यंत निकट आ सकता है एवं इस निकटतम स्थिति में इस पर कार्यकारी बड़े कूलॉम प्रतिकर्षण बल के कारण इसका अधिक विक्षेप होगा।

चित्र 14.3 में स्वर्ण पन्नी के परमाणुओं से गुजरते समय कुछ α कणों के पथों को प्रदर्शित किया गया है। जैसाकि हम देख सकते हैं अधिकांश α कण या तो विक्षेपित नहीं होते हैं या बहुत ही अल्प कोण से विक्षेपित होते हैं। केवल एक या दो कण जो नाभिक के अतिनिकट पहुँच रहे है बड़े कोणों से विक्षेपित हो रहे हैं प्रायोगिक प्रेक्षणों से रदरफोर्ड ने यह भी अनुमानित किया कि नाभिक का आकार लगभग 10^{-15} मी कोटि का है जो परमाणु के आकार से लगभग 10^5 के घटक से छोटा है। (तुलनात्मक रूप से यदि परमाणु को एक विशाल स्टेडियम माना जाए तो नाभिक स्टेडियम के केन्द्र पर बैठी किसी

मक्खी जैसा प्रतीत होगा।) इस प्रकार परमाणु का लगभग संपूर्ण आयतन रिक्त स्थान है। परमाणु के भीतर का अधिकांश क्षेत्र रिक्त होने के कारण यह समझना सरल है कि अधिकांश α कण धातु की पन्नी से बिना विक्षेपित हुए बाहर क्यों आ जाते हैं। धातु की पन्नी की मोटाई अत्यन्त कम होने के कारण यह माना जा सकता है कि पन्नी को पार करते समय α कण एक से अधिक बार प्रकीर्णित नहीं होगा। साथ ही स्वर्ण नाभिक के α कण की तुलना में लगभग 50 गुना भारी होने के कारण प्रकीर्णन प्रक्रम में स्वर्ण नाभिक को स्थिर माना जा सकता है।



चित्र 14.3 α कण प्रकीर्णन

कोई α कण कितने कोण से विक्षेपित होता है यह उस पर निर्भर करता है कि वह परमाणु के केन्द्र के कितने निकट से गुजरता है। केन्द्र के अत्यधिक निकट से गुजर रहे α कण ही वृहद कोणों से विक्षेपित होते हैं।

α कण प्रकीर्णन प्रयोग से प्राप्त प्रेक्षणों के आधार पर 1911 में रदरफोर्ड ने परमाणु संरचना के संबंध में एक नवीन मॉडल प्रस्तुत किया जिसे परमाणु का नाभिकीय मॉडल (nuclear model of atom) भी कहा जाता है। इसके अनुसार

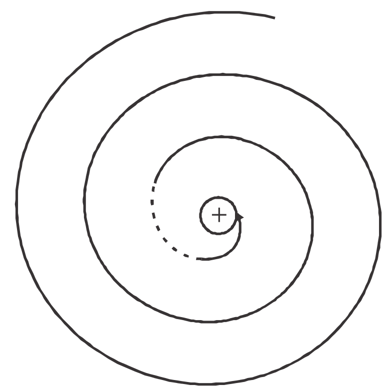
(i) परमाणु का सम्पूर्ण धनावेश एवं लगभग समस्त द्रव्यमान परमाणु के केन्द्र पर लगभग 10^{-15} m कोटि त्रिज्या के एक सूक्ष्म क्षेत्र में संकेन्द्रित होता है। इस सूक्ष्म क्षेत्र को नाभिक कहते हैं।

(ii) नाभिक के बाहर लगभग 10^{-10} m त्रिज्या के खोखले गोले में इलेक्ट्रॉन वितरित रहते हैं। अतः परमाणु का अधिकांश भाग रिक्त स्थान होता है। नाभिक पर कुल धनावेश की मात्रा परिमाण में परमाणु में उपस्थित सभी इलेक्ट्रॉनों के कुल ऋणात्मक आवेश के बराबर होती है।

(iii) यदि इलेक्ट्रॉन विराम में होते तो वे कूलॉम आकर्षण बल के कारण नाभिक में गिर जाते अतः रदरफोर्ड ने यह माना कि इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार पथों पर घूमते हैं तथा कूलॉम आकर्षण बल वृत्ताकार गति के लिए आवश्यक अभिकेन्द्रीय बल प्रदान करता है तथा केवल वेग की दिशा ही बदलता है।

इस प्रकार यह स्पष्ट है कि रदरफोर्ड मॉडल परमाणु की विद्युत उदासीनता तथा इसके अधिकांश भाग में रिक्त स्थान होने को समझाता है। यह मॉडल परमाणु से इलेक्ट्रॉन उत्सर्जन को भी समझाता है ऐसा इस कारण यह है कि नाभिक इलेक्ट्रॉन की तुलना में अत्याधिक भारी है अतः परमाणु को बाह्य संसाधन से ऊर्जा मिलने पर नाभिक पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता है।

रदरफोर्ड मॉडल में इलेक्ट्रॉन को नाभिक के चहुँओर वृत्ताकार पथ पर गतिमान माना गया था परन्तु इस प्रकार की गति की कल्पना ने रदरफोर्ड मॉडल के लिए समस्याएँ उत्पन्न कर दी। वृत्ताकार गति करता इलेक्ट्रॉन त्वरित होता है तथा वैद्युत चुंबकीय सिद्धांत के अनुसार त्वरित इलेक्ट्रॉन को निरन्तर विद्युत चुंबकीय विकिरण उत्सर्जित करते रहना चाहिए। ऐसा सभी तापों पर होना चाहिए। इस प्रकार के विकिरण उत्सर्जित करने पर इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा में निरंतर कमी आएगी जिसके कारण इसके पथ की त्रिज्या घटती जाने के कारण इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर सर्पिल पथ पर चलेगा तथा अंततः नाभिक में गिर जाएगा (चित्र 14.4)। ऐसा परमाणु स्थायी नहीं हो सकता इस प्रकार यह रदरफोर्ड मॉडल की एक विसंगति है।



चित्र 14.4 रदरफोर्ड मॉडल अनुसार इलेक्ट्रॉन का सर्जिकल

जैसाकि ऊपर वर्णित किया गया है वृत्ताकार पथ पर घूमने वाले इलेक्ट्रॉन को समस्त तापों पर विद्युत चुंबकीय विकिरण उत्सर्जित करने चाहिए। विकिरण की तरंग दैर्ध्य परिक्रमण आवृति से संबंधित होती है चूंकि परिक्रमण करते इलेक्ट्रॉन के पथ की त्रिज्या निरन्तर घट रही है अतः परिक्रमण आवृति भी निरन्तर परिवर्तित होगी। अतः अंततः इलेक्ट्रॉन के नाभिक में गिरने तक इलेक्ट्रॉन को सतत परिवर्तित हो रही तरंग दैर्ध्य के विकिरण उत्सर्जित करने चाहिए। अर्थात् परमाणु से प्राप्त उत्सर्जन स्पैक्ट्रम संतत होना चाहिए। प्रायोगिक साक्ष्य इसके विपरीत हैं। परमाणु न केवल स्थायी है अपितु इनके अभिलाक्षणिक स्पैक्ट्रम सदैव निश्चित तरंग दैर्ध्यों से निर्मित अर्थात् रैखिल स्पैक्ट्रम है।

उदाहरण 14.1 2.5 MeV ऊर्जा के एक ऐल्फा कण जो स्वर्ण नाभिक (Z = 75) से प्रकीर्णित हो रहा है के लिए निकटतम पहुँच की दूरी ज्ञात करो।

हल: α कण के लिए नाभिक के निकटतम पहुँचने की दूरी उस परिस्थिति में प्राप्त होती है जब यह प्रकीर्णन के पश्चात पुनः पीछे की ओर 180° से विक्षेपित होता है। इस प्रकार का प्रकीर्णन सम्मुख टक्कर की श्रेणी में आता है। निकटतम पहुँचने की दूरी (मान d) पर ऐल्फा कण की समस्त गतिज ऊर्जा K, α कण–नाभिक निकाय की विद्युत स्थितिज ऊर्जा में बदल जाती है तथा यह क्षणिक रूप से विराम में आ जाता है। इसके उपरान्त नाभिकीय कूलॉम प्रतिकर्षण बल के कारण पुनः लौट जाता है।

अतः इस दूरी पर

$$K = \frac{(Ze)(2e)}{4\pi \in_0 d}$$

$$\therefore \quad d = \frac{(Ze)(2e)}{4\pi \in_0 K} = \frac{2Ze^2}{4\pi \in_0 K}$$

यहां स्वर्ण नाभिक के लिए $Z = 79$,

$K = 2.5\,MeV = 2.5 \times 10^6 \times 1.6 \times 10^{-19}$ J

$= 4.0 \times 10^{-13}$ J

मान रखने पर

$$d = \frac{2 \times 79 \times \left(1.6 \times 10^{-19}\right)^2 \times 9 \times 10^9}{4.0 \times 10^{-13}}$$

$= 9.10 \times 10^{-14}$ m

14.3 हाइड्रोजन परमाणु एवं हाइड्रोजन सदृश आयनों के लिए बोर मॉडल (Bohr Model for Hydrogen Atom and Hydrogen Like Ions)

डेनमार्क के वैज्ञानिक नील्स बोर ने परमाणु के रदरफोर्ड मॉडल में स्थायित्व संबंधी समस्या एवं संतत विकिरण संबंधी समस्या के बारे में गहन चिन्तन किया। यद्यपि बोर यह जानते थे कि चिरसम्मत भौतिकी के अनुसार इलेक्ट्रॉन कक्षाएँ स्थायी नहीं हो सकती किन्तु वस्तुतः परमाणु स्थायी है अतः चिरसम्मत वैद्युत चुंबकीय सिद्धांत की परमाणु संबंधी प्रक्रमो में वैधता पर पुनः विचार आवश्यक है। साथ ही उस समय तक यह भी ज्ञात हो चुका था कि हाइड्रोजन परमाणु दृश्य प्रकाश के लिए सभी तरंग दैर्ध्यो के विकिरण उत्सर्जित (अथवा अवशोषित) नहीं कर सकता। हाइड्रोजन दृश्य परास में केवल चार विशेष तरंग दैर्ध्य ही उत्सर्जित करता है। बामर (Balmer) ने आनुभविक रूप में एक सूत्र दिया जिसके अनुसार ये तरंग दैर्ध्य परिकलित की जा सकती थी।

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{ जहां } n = 3, 4, 5, 6 \ldots \quad (14.1)$$

जहाँ R एक नियतांक है जिसे बाद में रिडबर्ग नियतांक कहा गया।

किन्तु ना तो बामर ना ही कोई अन्य इस सूत्र की स्थापना के लिए कोई सैद्धांतिक स्पष्टीकरण दे पाए। 1913 में इस सूत्र को देखने के पश्चात बोर ने अनुभव किया कि वे परमाणुओं के स्थायित्व की व्याख्या तथा उपर्युक्त सूत्र की सैद्धान्तिक व्युत्पत्ति कर सकते थे यदि वे कुछ साहसिक अभिग्रहीतो का प्रतिपादन करें। बोर ने चिरसम्मत भौतिकी एंव प्रारंभिक क्वांटम संकल्पनाओं को संयुक्त करते हुए हाइड्रोजन परमाणु के लिए तीन अभिग्रहीतों के रूप में अपना सिद्धांत प्रस्तुत किया।[मूलतः यह सिद्धांत हाइड्रोजन परमाणु के लिए था किन्तु इसे हाइड्रोजन सदृश आयनों यथा He^+, L^{++} इत्यादि पर भी लागू किया जा सकता था क्योंकि इन आयनों में हाइड्रोजन की तरह एक ही कक्षीय इलेक्ट्रॉन होता है] बोर सिद्धांत के अभिग्रहीत निम्नानुसार है।

(i) परमाणु में इलेक्ट्रॉन कुछ निश्चित त्रिज्याओं की कक्षाओं में ही परिक्रमण करता है। इन विशिष्ट कक्षाओं में परिक्रमण करता हुआ इलेक्ट्रॉन (विद्युत चुंबकीय सिद्धांतों के अनुमानों के विपरीत) विकिरण उत्सर्जित नहीं करता। इस प्रकार की विशिष्ट कक्षाएँ स्थायी कक्षाएँ (stationary orbits) कहलाती है। ऐसी प्रत्येक कक्षा में परिक्रमण के लिए आवश्यक अभिकेन्द्रीय बल इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के मध्य कूलॉम आकर्षण बल द्वारा प्राप्त होता है।

(ii) बोर का दूसरा अभिग्रहीत इन स्थायी कक्षाओं को परिभाषित करता है। इसके अनुसार इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर उन्ही कक्षाओं में ही परिक्रमण कर सकता है जिनमें इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग L, $h/2\pi$ का पूर्णांक गुणज हो जहाँ h प्लांक नियतांक है। यदि n वीं कक्षा की त्रिज्या r_n इसमें इलेक्ट्रॉन का वेग v_n तथा कोणीय संवेग L_n है तो गणितीय रूप में

$$L_n = mr_n v_n = n\frac{h}{2\pi} \quad \ldots (14.2)$$

जहाँ $n = 1, 2, 3 \ldots$ n को मुख्य क्वांटम संख्या कहते हैं बहुधा $h/2\pi$ के स्थान पर $\hbar$ भी लिखा जाता है तब

$$L_n = mr_n v_n = n\hbar \quad \ldots (14.2\text{अ})$$

समीकरण 14.2 द्वारा परिभाषित प्रतिबंध को बोर क्वांटम प्रतिबंध कहते हैं।

(iii) किसी दी गई स्थायी कक्षा के लिए परमाणु की ऊर्जा निश्चित होती है। इलेक्ट्रॉन किसी एक स्थायी कक्षा से दूसरी स्थायी कक्षा में संक्रमण कर सकता है। यदि इलेक्ट्रान उच्च ऊर्जा E_{n2} की कक्षा से निम्न ऊर्जा E_{n1} वाली कक्षा में संक्रमण करता है तो इस प्रक्रिया में उत्सर्जित फोटॉन (विकिरण) की ऊर्जा आंइसटाइन प्लांक समीकरण

$$E_{n2} - E_{n1} = h\nu = hc/\lambda \quad \ldots (14.3)$$

द्वारा दी जाती है। बाह्य स्त्रोत से ऊर्जा अवशोषित करने पर इलेक्ट्रॉन निम्न ऊर्जा की कक्षा से उच्च ऊर्जा की कक्षा में सक्रमण कर सकता है।

अब हम बोर मॉडल के अनुसार स्थायी कक्षा की त्रिज्या इसमें गति करने वाले इलेक्ट्रॉन का वेग, संवेग, गतिज ऊर्जा तथा कुल ऊर्जा इत्यादि के लिए व्यंजकों की स्थापना करेंगे।

14.3.1 इलेक्ट्रॉन कक्षाओं की त्रिज्या (Radius of Electron Orbits)

अब हम यह मानते हैं कि नाभिक पर आवेश Ze (Z नाभिकों में प्रोटॉनो की संख्या है तथा हाइड्रोजन के लिए Z = 1 होता है) है तथा एक इलेक्ट्रॉन नाभिक पर केन्द्रित r_n त्रिज्या के वृत्ताकार पथ पर नियत चाल v_n से गति कर रहा है। इस प्रकार की गति के लिए आवश्यक अभिकेन्द्रीय बल नाभिक तथा इलेक्ट्रॉन के मध्य कूलॉम आकर्षण बल के द्वारा प्रदान किया जाएगा अर्थात्

$$\frac{mv_n^2}{r_n} = \frac{Ze^2}{4\pi \in_0 r_n^2} \qquad \ldots (14.4)$$

तथा बोर के क्वांटीकरण संबंधी अभिग्रहीत (समीकरण 14.2) के अनुसार

$$mv_n r_n = \frac{nh}{2\pi}$$

या
$$v_n = \frac{nh}{2\pi m r_n} \qquad \ldots (14.5)$$

समीकरण (14.5) से v_n का मान समीकरण (14.4) में रखने पर

$$\frac{m}{r_n}\left\{\frac{nh}{2\pi m r_n}\right\}^2 = \frac{Ze^2}{4\pi \in_0 r_n^2}$$

या
$$r_n = \frac{\in_0 n^2 h^2}{\pi m Z e^2} \qquad \ldots (14.6)$$

किसी हाइड्रोजन सदृश आयन के लिए Z नियत है तथा $\in_0, h, \pi, m$ तथा e नियतांक होते है अतः हम देखते हैं कि अनुमेय त्रिज्याएँ n^2 के समानुपाती अर्थात् $r_n \propto n^2$ है। n के प्रत्येक मान के संगत एक अनुमेय कक्षा होती है। $n = 1$ के लिए पहली कक्षा (न्यूनतम त्रिज्या) $n = 2$ के लिए दूसरी कक्षा तथा इसी प्रकार आगे अन्य कक्षाएँ प्राप्त होती हैं। हाइड्रोजन के लिए $Z = 1$ अतः हाइड्रोजन की प्रथम कक्षा की त्रिज्या

$$r_1 = \frac{\in_0 h^2}{\pi m e^2}$$

तथा अन्य नियतांको के मान रखने पर हम $r_1 = 0.529\,\mathring{A} \quad 53\,pm$ पाते है। हाइड्रोजन की प्रथम कक्षा की त्रिज्या को बोर त्रिज्या भी कहते है तथा बहुधा इसे a_0 से निरूपित करते है। इस प्रकार

$$a_0 = \frac{h^2 \in_0}{\pi m e^2} \qquad \ldots (14.6\text{अ})$$

तब समीकरणों (14.6) व (14.6अ) से

$$r_n = \frac{n^2 a_0}{Z} \qquad \ldots (14.7)$$

तथा हाइड्रोजन के लिए

$$r_n = n^2 a_0 \qquad \ldots (14.7\text{अ})$$

अतः यह स्पष्ट है कि $r_n \propto 1/Z$ तथा $r_n \propto n^2$

14.3.2 इलेक्ट्रॉन की कक्षीय चाल (Orbital Speed of Electron)

समीकरण (14.5) से r_n का मान समीकरण (14.4) में रखने पर

$$v_n = \frac{nh}{2\pi m\left\{\frac{\in_0 n^2 h^2}{\pi m Z e^2}\right\}}$$

या
$$v_n = \frac{Ze^2}{2\in_0 nh} \qquad \ldots (14.8)$$

(कई बार सूत्र $v_n = \frac{1}{4\pi\in_0}\frac{Ze^2}{n(h/2\pi)} = \frac{1}{4\pi\in_0}\frac{Ze^2}{n\hbar}$ भी उपयोग में लिया जाता है)

समीकरण 14.8 से स्पष्ट है कि कक्षीय चाल $v_n \propto Z$ तथा $v_n \propto 1/n$ हाइड्रोजन के लिए $Z = 1$ रखने पर

$$v_n = \frac{e^2}{2\in_0 nh} \qquad \ldots (14.9)$$

तथा हाइड्रोजन की प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉन की चाल

$$v_1 = \frac{e^2}{2\in_0 h} = 2.189\times 10^6 \text{ m/s}$$

या
$$v_1 = \frac{c}{137}\text{ m/s} \qquad \ldots (14.10)$$

जहाँ c प्रकाश की निर्वात में चाल है।

टिप्पणी: हाइड्रोजन परमाणु की प्रथम बोर कक्षा ($n = 1$) में इलेक्ट्रॉन की चाल तथा निर्वात में प्रकाश की चाल c के अनुपात को 'सूक्ष्म संरचना नियतांक (fine structure constant) कहते हैं तथा इसे α से निरूपित करते हैं। अतः

$$\alpha = \frac{v_1}{c} = \frac{e^2}{2\epsilon_0 hc} = \frac{1}{137} = 7.2397\times10^{-3} \quad ...(14.11)$$

14.3.3 इलेक्ट्रॉन की कक्षीय आवृति (Orbital Frequency of Electron)

nवीं की कक्षा में इलेक्ट्रॉन की कक्षीय आवृति अर्थात् प्रति सेकण्ड परिक्रमणों की संख्या

$$f_n = \frac{v_n}{2\pi r_n} = \frac{1}{2\pi}\left(\frac{Ze^2}{2\epsilon_0 nh}\right)\left(\frac{\pi mZe^2}{\epsilon_0 n^2h^2}\right)$$

$$= \frac{mZ^2e^4}{4\epsilon_0^2 h^3}\frac{1}{n^3} \quad ...(14.12)$$

तथा आवर्तकाल $T_n = \frac{1}{f_n} = \frac{4\epsilon_0^2 h^3}{mZ^2e^4}n^3$

स्पष्टतः $f_n \propto Z^2$ तथा $f_n \propto \frac{1}{n^3}$

14.3.4 *n*वीं कक्ष में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा (Total Energy of Electron in nth Orbit)

n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा E_n इसकी गतिज ऊर्जा K_n तथा स्थितिज ऊर्जा U_n के योग के बराबर होता है। इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा

$$K_n = \frac{1}{2}mv_n^2$$

समीकरण 14.3 से

$$mv_n^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r_n}$$

$$\therefore \quad K_n = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0(2r_n)} \quad ...(14.13)$$

इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा

$$U_n = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}\frac{(Ze)(-e)}{r_n} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0}\frac{Ze^2}{r_n} \quad ...(14.14)$$

(यहाँ स्थितिज ऊर्जा को अन्नत पर शून्य माना गया है)

अतः इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा

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

$$E_n = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0}\frac{Ze^2}{2r_n} \quad ...(14.15)$$

समीकरण (14.6) से r_n का मान रखने पर

$$E_n = -\frac{mZ^2e^4}{8\epsilon_0^2 h^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) \quad ...(14.15\text{अ})$$

इस समीकरण से स्पष्ट है कि इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा क्वांटीकृत होती है। उपरोक्त समीकरण में m, e, ϵ_0 तथा h का मान रखने पर

$$E_n = -\frac{2.18\times10^{-18}}{n^2}Z^2 J \quad ...(14.16)$$

परमाणवीय ऊर्जाएँ सामान्यतः जूल के स्थान पर इलेक्ट्रॉन वोल्ट (eV) में व्यक्त की जाती है। चूंकि $1eV = 1.6\times10^{-19}$ J अतः समीकरण (14.16) को पुनः इस प्रकार भी लिखा जा सकता है

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2}Z^2\, eV \quad ...(14.17)$$

हाइड्रोजन (Z = 1) के लिए समीकरणों (14.15) से (14.17) तक इस प्रकार लिखी जा सकती हैं

$$E_n = -\frac{me^4}{8\epsilon_0 h^2n^2} = -\frac{2.18\times10^{-18}}{n^2}J = -\frac{13.6}{n^2}eV \quad ...(14.18)$$

कक्षीय इलेक्ट्रॉन की कुल उर्जा का ऋणात्मक होना इस बात का द्योतक है कि इलेक्ट्रॉन नाभिक के साथ परिबद्ध (bound) है। अतः इलेक्ट्रॉन को परमाणु से बाहर निकालने के लिए किसी बाह्य स्त्रोत से इलेक्ट्रॉन को ऊर्जा देनी होगी।

हाइड्रोजन परमाणु के लिए कक्षा $n = 1$ के लिए कुल ऊर्जा $E_1 = -13.6\,eV$

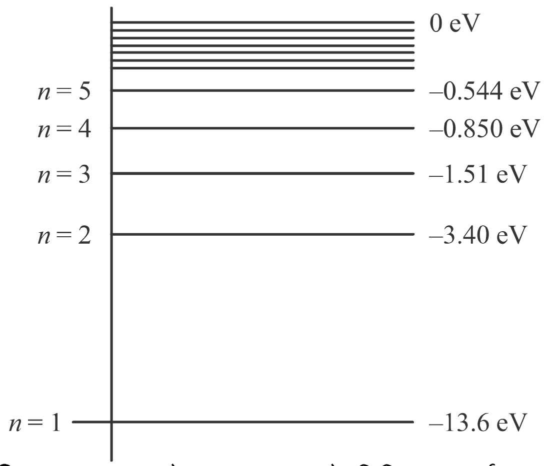
अतः $E_n = -\frac{E_1}{n^2}$ भी लिखा जा सकता है

इस प्रकार कक्षा $n = 2$ के लिए

$$E_2 = \frac{E_1}{4} = -3.4\,eV$$

तथा कक्षा $n = 3$ के लिए $E_3 = \frac{E_1}{9} = -1.5\,eV$

चित्र 14.5 में हाइड्रोजन परमाणु के लिए विभिन्न स्थायी कक्षा के संगत ऊर्जा स्तरों को दर्शाया गया है। ध्यान दें कि कुल ऊर्जा ऋणात्मक है अतः अधिक परिमाण का आशय निम्न ऊर्जा से है। ऊर्जा का शून्य मान $n=\infty$ के संगत है जिसका भौतिकीय तात्पर्य इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के मध्य अनन्त दूरी से है। परमाणु की न्यूनतम ऊर्जा अवस्था $(n=1)$ इसकी मूल अवस्था (ground state) कहलाती है तथा अन्य उच्च ऊर्जा अवस्थाएँ उत्तेजित अवस्थाएँ (Excited states) कहलाती हैं।



चित्र 14.5 हाइड्रोजन परमाणु के विभिन्न ऊर्जा स्तर

उपर्युक्त विवेचन से यह भी स्पष्ट है कि K_n सदैव धनात्मक किन्तु U_n व E_n सदैव ऋणात्मक होती है। साथ ही $K_n = |E_n| = \frac{1}{2}|U_n|$ अर्थात् इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा इसकी कुल ऊर्जा के परिमाण के बराबर तथा स्थितिज ऊर्जा के परिमाण की आधी होती है।

उदाहरण 14.2 हाइड्रोजन परमाणु सदृश Li^{++} आयन के लिए प्रथम कक्षा की त्रिज्या ज्ञात करो।

हलः हाइड्रोजन सदृश आयनों के लिए त्रिज्या सूत्र

$$r_n = \frac{n^2 a_0}{Z}$$

द्वारा दी जाती है। यहाँ a_0 (बोर त्रिज्या) = 53 pm, Li^{++} के लिए Z = 3 तथा प्रथम कक्षा के लिए n = 1 है। अतः

$$r_1 = \frac{(1)^2\, 53}{3}\, pm$$

$$= 17.66\, pm$$

उदाहरण 14.3 बोर परमाणु प्रतिरूप को सही मानते हुए प्रथम वृत्ताकार कक्षा में घूमते हुए इलेक्ट्रॉन के कारण हाइड्रोजन नाभिक की स्थिति पर चुंबकीय क्षेत्र का व्यंजक मूल नियतांको के पदों में ज्ञात करो।

हलः नाभिक पर केन्द्रित r त्रिज्या के वृताकार पथ में गतिशील इलेक्ट्रॉन के लिए

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{r^2}{4\pi \in_0 r^2}$$

या $$v^2 r = \frac{e^2}{4\pi \in_0 m} \quad \ldots (i)$$

कक्षा $n=1$ के लिए बोर के प्रतिबंध से $mvr = h/2\pi$

या $$vr = \frac{h}{2\pi m} \quad \ldots (ii)$$

समीकरणों (i) व (ii) से

$$r = \frac{\in_0 h^2}{\pi m e^2} \quad \ldots (iii)$$

तथा $$v = \frac{e^2}{2\in_0 h} \quad \ldots (iv)$$

v वेग से r त्रिज्या के पथ पर गतिशील इलेक्ट्रॉन के कारण तुल्य धारा $i = \frac{ev}{2\pi r}$ होगी। इस प्रकार की धारा वृताकार धारावाही लूप के समान है जिसके कारण केन्द्र पर चुंबकीय क्षेत्र होगा

$$B = \frac{\mu_0 i}{2r} = \frac{\mu_0 ev}{4\pi r^2}$$

समीकरणों (iii) तथा (iv) से v व r के मान रखने पर

$$B = \frac{\mu_0 e}{4\pi} \frac{e^2}{2\in_0 h} \times \frac{\pi m^2 e^4}{\in_0 h^2}$$

$$= \frac{\mu_0 e^2 \pi m^2}{8\in_0 h^3}$$

उदाहरण 14.4 किसी परमाणु के ऊर्जा स्तर A, B व C की ऊर्जाएं क्रमश E_A, E_B तथा E_C है जहाँ $E_A < E_B < E_C$ है। यदि C से B में B से A में तथा C से A में इलेक्ट्रॉनों के संक्रमण से प्राप्त विकिरणों की तरंग दैर्ध्य क्रमशः λ_1, λ_2 व λ_3 है तो सिद्ध कीजिए कि $\lambda_3 = \frac{\lambda_1 \lambda_2}{\lambda_1 + \lambda_2}$

हलः हम जानते है कि $E_{n2} - E_{n1} = \frac{hc}{\lambda}$

अतः प्रश्नानुसार, $$E_C - E_B = \frac{hc}{\lambda_1} \quad \ldots (i)$$

$$E_B - E_A = \frac{hc}{\lambda_2} \quad \ldots (ii)$$

तथा $$E_C - E_A = \frac{hc}{\lambda_3} \qquad \ldots \text{(iii)}$$

समीकरण (i) व (ii) के योग से

$$E_C - E_A = hc\left[\frac{1}{\lambda_1} + \frac{1}{\lambda_2}\right] \qquad \ldots \text{(iv)}$$

अब समीकरण (iii) व (iv) की तुलना करने पर

$$\frac{hc}{\lambda_3} = hc\left[\frac{1}{\lambda_1} + \frac{1}{\lambda_2}\right]$$

या $$\frac{1}{\lambda_3} = \frac{1}{\lambda_1} + \frac{1}{\lambda_2}$$

या $$\lambda_3 = \frac{\lambda_1 \lambda_2}{\lambda_1 + \lambda_2}$$

उदाहरण 14.5 हाइड्रोजन परमाणु में जब इलेक्ट्रॉन $n = \infty$ से $n = 3$ की कक्षा में संक्रमण करता है तब उत्सर्जित विकिरण की तरंग दैर्ध्य क्या होगी।

हल: हाइड्रोजन परमाणु के लिए $E_n = -\frac{13.6}{n^2} eV$

∴ $$E_\infty = 0$$

तथा $$E_B = -\frac{13.6}{3^2} = -\frac{13.6}{9} = -1.51 eV$$

अतः दिए हुए संक्रमण में उत्सर्जित तरंग दैर्ध्य है

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{hc}{E_\infty - E_3}$$

$$= \frac{1242\, eV\, nm}{1.51 eV} = 822.51\, nm$$

14.4 हाइड्रोजन का रेखिल स्पैक्ट्रम एवं उसकी व्याख्या (Line Spectrum of Hydrogen and its Explanation)

यदि हाइड्रोजन गैस को एक सील बंद नली में भरकर गर्म किया जाए अथवा इसे न्यून दाब पर किसी नली में भरकर विद्युत धारा प्रवाहित की जाए तो यह विकिरण उत्सर्जित करती है। यदि इस प्रकार से प्राप्त विकिरण का स्पैक्ट्रोमीटर द्वारा विश्लेषण किया जाता है तो पता चलता है कि इसमें कुछ विशिष्ट तरंग दैर्ध्य ही उपस्थित होती हैं। इस प्रकार के स्पैक्ट्रम को उत्सर्जन रेखिल स्पैक्ट्रम कहते हैं तथा इसमें काली पृष्ठ भूमि पर चमकीली रेखाएँ प्राप्त होती हैं। परमाणवीय हाइड्रोजन गैस के स्पैक्ट्रम कुछ भाग को चित्र 14.6 में दर्शाया गया है। इस स्पैक्ट्रम के दृश्य भाग में चार मुख्य रेखाएँ देखी जा सकती हैं जिनके संगत तरंग दैर्ध्य क्रमशः 656.3 mm, 486.1 nm, 434.1 nm तथा 480.2 nm होती है। सन् 1885 में स्विस अध्यापक जान बामर (Johan Balmer) ने आनुभविक रूप से प्राप्त किया कि इन रेखाओं तथा इसी परास में प्रेक्षित कुछ अन्य रेखाओं की तरंग दैर्ध्य नीचे दी गई समीकरण के द्वारा व्यक्त की जा सकती है

$$\lambda = \frac{364.56 n^2}{n^2 - 4} \quad \text{जहाँ } n = 3, 4, 5 \ldots$$

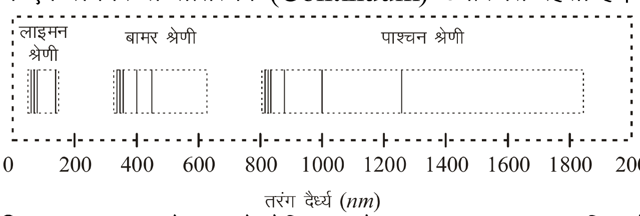
उपर्युक्त सूत्र द्वारा प्राप्त तरंग दैर्ध्य nm में व्यक्त होती है। इस प्रकार से प्राप्त तरंग दैर्ध्यों की श्रेणी को बामर श्रेणी कहा जाता है। बामर श्रेणी की कुछ रेखाएँ निकट पराबैगनी क्षेत्र(near ultraviolet region) में प्राप्त होती है। कुछ वर्षों बाद रिडबर्ग (Rydberg) नामक वैज्ञानिक ने बामर के सूत्र को और सरलतम रूप में इस प्रकार व्यक्त किया

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \quad \text{जहाँ } n = 3, 4, 5 \ldots \qquad \ldots (14.19)$$

जहाँ R एक नियतांक है जिसे अब रिडबर्ग नियतांक कहा जाता है। यदि तरंग दैर्ध्य λ मीटर मात्रक में व्यक्त की जाए तो R का मान है

$$R = 1.09737 \times 10^7\, m^{-1} \approx 10^7\, m^{-1}$$

बामर तथा रिडबर्ग दोनों के ही सूत्र बामर श्रेणी को तरंग दैर्ध्यों के लिए सही थे किन्तु आनुभाविक सूत्र होने के कारण किसी सैद्धान्तिक मॉडल पर आधारित नहीं थे। इन सूत्रों द्वारा यह बताना संभव नहीं था कि हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम में विशिष्ट तरंग दैर्ध्यों की उपस्थिति का कारण क्या है? बाद में यह पता चला कि हाइड्रोजन के रेखिल स्पैक्ट्रम में बामर श्रेणी के अतिरिक्त अन्य श्रेणियाँ भी उपस्थित हैं जिन्हें इनके प्रारंभिक खोजकर्त्ताओं के नाम पर लाइमन श्रेणी (Lyman series) पाश्चन श्रेणी (Paschen series) ब्रेकेट श्रेणी (Brackett series) तथा फुण्डश्रेणी (Pfund series) कहा जाता है। चित्र 14.6 में बामर श्रेणी के अतिरिक्त लाइमन श्रेणी तथा पाश्चन श्रेणी को भी दर्शाया गया है। यहाँ यह देखा जा सकता है कि प्रत्येक श्रेणी के अल्प तरंग दैर्ध्य पक्ष में दो स्पैक्ट्रमी रेखाओं के बीच का अन्तराल कम होता जाता है तथा अन्त में एक प्रकार से सांतत्यक (Continuum) उपस्थित रहता है।



चित्र 14.6 हाइड्रोजन के रैखिल स्पैक्ट्रम का कुछ भाग जिसमें लाइमन श्रेणी बामर तथा पाश्चन श्रेणी दर्शाई गई है। दो अन्य श्रेणियाँ ब्रेक्रेट श्रेणी तथा फुण्ड श्रेणियाँ जो सुदूर अवरक्त क्षेत्र में प्राप्त होती है को इनकी अपेक्षाकृत बडी तरंग दैर्ध्यों के कारण चित्र में नहीं दर्शाया गया है।

इन श्रेणियों को निम्नलिखित सूत्रों द्वारा व्यक्त किया जा सकता है

लाइमन श्रेणी $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right) n = 2, 3, 4 \ldots \quad \ldots (14.20)$

पाश्चन श्रेणी $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right) n = 4, 5, 6 \ldots \quad \ldots (14.21)$

ब्रेक्रेट श्रेणी $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right) n = 5, 6, 7, 8 \ldots \quad \ldots (14.22)$

फुण्ड श्रेणी $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right) n = 6, 7, 8 \ldots \quad \ldots (14.23)$

14.4.1 बोर सिद्धांत द्वारा हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम की व्याख्या (Explanation of Hydrogen Spectrum by Bohr's Theory)

कक्ष ताप पर परमाणवीय हाइड्रोजन से उत्सर्जन स्पैक्ट्रम प्राप्त नहीं होता इसका कारण यह है कि ऐसे तापों पर लगभग सभी हाइड्रोजन परमाणु अपनी मूल अवस्था $(n = 1)$ में होते है जिससे कम ऊर्जा का कोई अन्य ऊर्जा स्तर उपलब्ध नहीं है जिसमें ऐसा कोई इलेक्ट्रान संक्रमण कर सकता है। अतः परमाणु कोई विकिरण उत्सर्जित नहीं करते हैं। जब गैस को उष्मा, विद्युत विसर्जन या अन्य किसी संसाधन द्वारा ऊर्जा दी जाती है तो कुछ इलेक्ट्रान उच्च ऊर्जा स्तरो $n = 2, n = 3$ इत्यादि में संक्रमण करते हैं। इन इलेक्ट्रोनों के पुनः निम्न ऊर्जा स्तरों में लौटने पर परमाणु विद्युत चुम्बकीय ऊर्जा विकरित करते हैं। बोर परमाणु मॉडल के तृतीय अभिग्रहीत के अनुसार इलेक्ट्रान के उच्च ऊर्जा स्तर E_{n2} से निम्न ऊर्जा स्तर E_{n1} में कूदने पर उत्सर्जित ऊर्जा समीकरण 14.3 द्वारा दी जाती है जिसे यहाँ पुनः लिखा गया है।

$$E_{n2} - E_{n1} = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\therefore \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{E_{n2} - E_{n1}}{hc} \quad \ldots (14.23)$$

बोर सिद्धांत से n वें कक्ष में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा समीकरण (14.15) द्वारा दी जाती है जिसके अनुसार

$$E_n = -\frac{mZ^2e^4}{\delta\varepsilon_0^2h^3}\frac{1}{n^2}$$

$$\therefore \quad E_{n2} = -\frac{mZ^2e^4}{\delta\varepsilon_0^2h^3}\frac{1}{n_2^{\,2}}$$

तथा $$E_{n1} = -\frac{mZ^2e^4}{\delta\varepsilon_0^2h^3}\frac{1}{n_1^{\,2}}$$

E_{n2} व E_{n1} के ये मान समीकरण (14.24) में रखने पर प्राप्त परिणाम है

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{mZ^2e^4}{8\in_0 h^3c}\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$$

या $$\frac{1}{\lambda} = RZ^2\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right] \quad \ldots (14.25)$$

राशि $\frac{1}{\lambda}$ को तरंग संख्या(wave number) भी कहा जाता है तथा इसे $\bar{\nu}$ द्वारा व्यक्त करते है।

तथा विकिरण की आवृति

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = RCZ^3\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_1^2}\right] \quad \ldots (14.26)$$

जहाँ $$R = \frac{me^4}{8\in_0 h^3c} \quad \ldots (14.27)$$

R को रिडबर्ग नियतांक कहते है। R के व्यंजक में विभिन्न राशियों का मान रखने पर इसका मान $1.097373 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ प्राप्त होता है। रिडबर्ग नियतांक के पदों में n वे ऊर्जा स्तर में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा

$$E = -\frac{Rhc^2Z^2}{n^2} \quad \ldots (14.28)$$

से दी जाती है। यह याद रखना उपयोगी हो सकता है कि $Rhc = 13.6 \text{ eV}$ । कई बार परमाणु की ऊर्जा रिडबर्ग मात्रक में उल्लेखित की जाती है। 1 रिडबर्ग$= -13.6 \text{ eV}$ होता है। हाइड्रोजन परमाणु $(Z = 1)$ के लिए समीकरण 17.25 से प्राप्त होता है कि

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right] \quad \ldots (14.29)$$

यहाँ ध्यातव्य है कि उपरोक्त सूत्रों में $n_2 > n_1$ है। अब यदि समीकरण (14.29) में $n_1 = 2$ तथा $n_2 = n$ (जहाँ $n_2 = 3, 4, 5 \ldots$) है तो प्राप्त परिणाम है

$$\frac{1}{\lambda} = R\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right] \quad n = 3, 4, 5$$

यह समीकरण ठीक वही है जो बामर या रिडबर्ग ने आनुभाविक आधार पर प्राप्त की थी (देखे समीकरण 14.19) यह परिणाम बोहर सिद्धांत की एक बहुत बड़ी उपलब्धि थी। इस प्रकार समीकरण (14.29) में

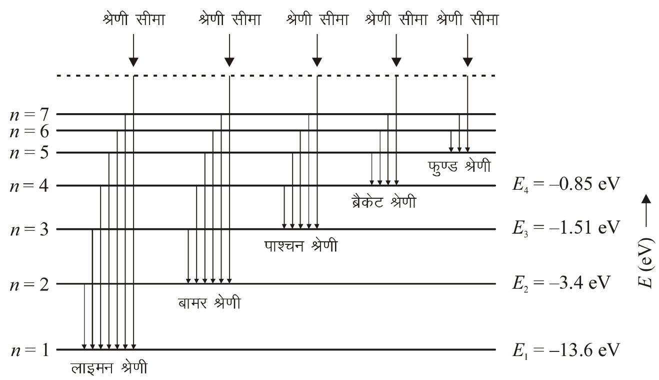
$n_1 = 2$ तथा $n_2 = 3, 4, 5, ...$ लेने पर लाइमन श्रेणी के लिए

$n_1 = 3$ तथा $n_2 = 4, 5, 6, ...$ लेने पर पाश्चन श्रेणी के लिए

$n_1 = 4$ तथा $n_3 = 5, 6, 7, ...$ लेने पर ब्रेक्रेट श्रेणी के लिए तथा

$n_1 = 5$ तथा $n_3 = 6, 7, 8, ...$ लेने पर फुण्ड श्रेणी के लिए

संगत व्यंजक प्राप्त किए जा सकते है। जिन्हें पूर्व में क्रमशः समीकरणों (14.20) से (14.23) से व्यक्त किया जा चुका है।



चित्र 14.7 हाइड्रोजन परमाणु के लिए विभिन्न ऊर्जा स्तर तथा विभिन्न स्पैक्ट्रमी श्रेणियों के संगत इलेक्ट्रानिक संक्रमण

चित्र 14.7 में हाइड्रोजन के लिए विभिन्न ऊर्जा स्तरों एवं विभिन्न स्पैक्ट्रमी श्रेणियों के संगत इलेंक्ट्रानिक संक्रमणों को दर्शाया गया है।

लाइमन श्रेणी प्राप्त होती है जब इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तरों $(n_2 = 2, 3, 4, ...)$ से मूल ऊर्जा स्तर $n_1 = 1$ में संक्रमण करता है। समीकरण 14.20 में $n = 2$ तथा $n = \infty$ रखने पर क्रमशः इस श्रेणी के लिए सबसे बडी तरंग दैर्ध्य1216 Å तथा सबसे छोटी तरंग दैर्ध्य 912 Å प्राप्त होती है। किसी भी श्रेणी की सबसे छोटी तरंग दैर्ध्य श्रेणी सीमा(series limit) कहलाती है इस प्रकार लाइमन श्रेणी के लिए यह 912 Å है। लाइमन श्रेणी विद्युत चुबंकीय स्पैक्ट्रम के पराबैंगनी क्षेत्र में प्राप्त होती है।

बामर श्रेणी की रेखाओं के उत्सर्जन के लिए इलेक्ट्रॉन संक्रमण उच्च ऊर्जा स्तरों $n_2 = 3, 4, 5, ...$ से द्वितीय ऊर्जा स्तर $n_1 = 2$ में होता है। यह श्रेणी विद्युती चुंबकीय स्पैक्ट्रम के दृश्य एवं पराबैंगनी क्षेत्र में प्राप्त होती है। इसके संगत सबसे बड़ी तरंग दैर्ध्य 6563 Å तथा सबसे छोटी तरंग दैर्ध्य (श्रेणी सीमा) 3646 Å है।

पाश्चन श्रेणी की रेखाओं के उत्सर्जन के लिए इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तरों $n_2 = 4, 5, 6, ...$ से तृतीय ऊर्जा स्तर $n_1 = 3$ में संक्रमण करता है। इस श्रेणी की रेखाएँ स्पैक्ट्रम के अवरक्त भाग (Infrared region) में प्राप्त होती है। इसके लिए अधिकतम तरंग दैर्ध्य 18751 Å तथा न्यूनतम तरंग दैर्ध्य 8220 Å होती है।

ब्रेक्रेट श्रेणी के लिए हाइड्रोजन परमाणु का इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा स्तरों $n_2 = 5, 6, 7, ...$ से चतुर्थ ऊर्जा स्तर $n_1 = 4$ में संक्रमण करता है। ये रेखाएँ भी स्पैक्ट्रम के अवरक्त भाग में प्राप्त होती हैं तथा इनके संगत उच्चतम एवं न्यूनतम तरंग दैर्ध्य क्रमशः 40477 Å तथा 14572 Å है।

फुण्ड श्रेणी के लिए इलेक्ट्रॉनिक संक्रमण उच्च ऊर्जा स्तरों $n_2 = 6, 7, 8, ...$ से पंचम ऊर्जा स्तर $n_1 = 5$ में होता है। इस श्रेणी की रेखाएँ भी अवरक्त क्षेत्र में प्राप्त होती हैं जिनके लिए अधिकतम व न्यूनतम तरंग दैर्ध्य क्रमशः 74515 Å व 22768 Å है।

जब कोई परमाणु विकिरण (फोटॉन) अवशोषित करता है जिसकी ऊर्जा ठीक उतनी ही है जितनी किसी इलेक्ट्रॉन को निम्न ऊर्जा स्तर से उच्च स्तर तक ले जाने के लिए आवश्यक है तो ऐसे फोटॉन का अवशोषण होता है। अतः यदि संतत आवृतियों के विकिरण किसी विरलित गैस से गुजरने के बाद किसी स्पैक्ट्रोमीटर द्वारा विश्लेषित किए जाए तो संतत स्पैक्ट्रम में अदीप्त अवशोषित रेखाओं की श्रेणी दिखाई देती है जो उन तरंग दैध्यों के संगत है जिनका अवशोषण गैस के परमाणुओं द्वारा किया गया है। हाइड्रोजन में सामान्यतः सभी परमाणु मूल ऊर्जा स्तर $n = 1$ में रहते है अतः हाइड्रोजन में अवशोषण $n = 1$ से अन्य उच्च ऊर्जा स्तरों में ही संभव है। इसके कारण हाइड्रोजन के अवशोषण संक्रमण में सामान्यतः लाइमन श्रेणी की रेखाएँ ही उपस्थित होती है। बामर श्रेणी के अवशोषण संक्रमण $n = 2$ से प्रारंभ होने चाहिए किन्तु सामान्यतः $n = 2$ स्तर में इलेक्ट्रान नहीं होते अतः ऐसे अवशोषण संक्रमण संभव नहीं है। अतः हाइड्रोजन के अवशोषण संक्रमण में बामर श्रेणी तथा इसी प्रकार पाश्चन, ब्रेकेट तथा फुण्ड श्रेणियों आदि उपस्थित नहीं होती। यदि तापक्रम बहुत उच्च हो जैसा कि सूर्य में है तो $n = 2$ ऊर्जा स्तर में अनेक हाइड्रोजन परमाणु उपस्थित होते हैं तथा वहाँ $n = 2$ स्तर से अवशोषण संभव है। जिससे सूर्य के अवशोषण स्पेक्ट्रम में बामर श्रेणी प्राप्त होती है।

14.5 आयनन तथा उत्तेजन विभव (Ionisation and Excitation Potential)

प्रत्येक परमाणु में सामान्यतः इलेक्ट्रॉन उपलब्ध न्यूनतम ऊर्जा की अवस्था में रहते हैं किन्तु यदि परमाणु को ऊर्जा प्रदान की जाए तो इलेक्ट्रॉन उच्चतर ऊर्जा अवस्थाओं में संक्रमण कर सकते हैं। **उदाहरण** के लिए सामान्यतः हाइड्रोजन में इलेक्ट्रॉन प्रधान क्वांटम संख्या $n = 1$ द्वारा परिभाषित कक्षा में होता है जहाँ–13.6 eV होती है। अब यदि इलेक्ट्रॉन को 13.6 eV से अधिक ऊर्जा दे दी जाए तो इसका आशय है कि इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा अब धनात्मक है। वस्तुतः कुल शून्य ऊर्जा उस स्थिति के संगत है जब इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक में पार्थक्य अन्नत है। अतः ऐसे प्रकरण में इलेक्ट्रॉन नाभिक से आबद्ध नहीं है तथा कही भी जाने हेतु मुक्त है। इस स्थिति में

परमाणु आयनित हो जाता है। परमाणु को आयनित करने के लिए आवश्यक न्यूनतम ऊर्जा आयनन ऊर्जा कहलाती है। वह विभवान्तर जिससे त्वरित करने पर इलेक्ट्रॉन आयनन ऊर्जा प्राप्त कर लेता है आयनन विभव कहलाता है। इस प्रकार हाइड्रोजन के लिए आयनन ऊर्जा 13.6 eV है तथा आयनन विभव 13.6 V है। किसी परमाणु को इसकी मूल ऊर्जा अवस्था से किसी उत्तेजित ऊर्जा अवस्था तक उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा इसकी उत्तेजित अवस्था की उत्तेजन ऊर्जा कहलाती है तथा इसके संगत विभवान्तर उत्तेजन विभव कहलाता है। **उदाहरण** के लिए हाइड्रोजन की मूल अवस्था $n=1$ से प्रथम उत्तेजित अवस्था जहाँ कुल ऊर्जा –3.4 V है तक परमाणु को उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा $-3.4-(-13.6)=10.4$ eV है यह कक्ष $n=2$ के लिए उत्तेजन ऊर्जा है तथा इसके लिए उत्तेजन विभव 10.4 V है।

बोर परमाणु मॉडल द्वारा परमाणु में विविक्त ऊर्जा स्तरों की उपस्थिति का प्रतिपादन किया गया। 1904 में फ्रेंक हर्टज प्रयोग द्वारा परमाणु में विविक्त ऊर्जा स्तरों की प्रायोगिक पुष्टि से बोर की अवधारणा सही सिद्ध हुई। साथ ही हाइड्रोजन परमाणु के स्पैक्ट्रम का बोर माडल द्वारा दिया गया स्पष्टीकरण आधुनिक क्वांटम सिद्धांत के विकास में बहुत सहायक सिद्ध हुआ। इन उपलब्धियों के लिए सन् 1922 में बोर को भौतिकी के लिए नोबेल पुरस्कार से सम्मानित किया गया।

उदाहरण 14.6 हाइड्रोजन परमाणु में यदि प्रारंभ में इलेक्ट्रॉन मुख्य क्वांटम संख्या 3 के ऊर्जा स्तर में उत्तेजित है तो इसके निम्न ऊर्जा स्तरो में संक्रमण से हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम में कितनी विभिन्न तरंग दैर्ध्य प्रेक्षित होगी।

हलः n वें स्तर में उपस्थित इलेक्ट्रॉन $(n-1)$ वे $(n-2)$ वे . . . 2 वे, 1 वे ऊर्जा स्तर में संक्रमण कर सकता है। इस प्रकार n वे ऊर्जा स्तर से $(n-1)$ संक्रमण संभव है। इसी तर्क के आधार पर $(n-1)$ वे स्तर में पहुँचने वाले इलेक्ट्रान $(n-2)$ संक्रमण कर सकते है तथा इसी प्रकार अन्य निम्न ऊर्जा स्तरों के लिए संक्रमणों की गणना की जा सकती है।

इस प्रकार कुल संभव संक्रमणों की संख्या (माना N) होगी

$$N=(n-1)+(n-2)+(n-3)+...+2+1$$

$$=\frac{n(n-1)}{2}$$

उदाहरण 14.7 जब हाइड्रोजन परमाणु $n=4$ स्तर में उत्तेजित इलेक्ट्रॉन मूल अवस्था में लौटता है तो उत्सर्जित विकिरण में उपस्थित तरंग दैर्ध्यों को ज्ञात करो।

हलः उदाहरण 14.6 में दिए अनुसार उत्सर्जित तरंगो की कुल संख्या

$$N=\frac{(n)(n-1)}{2}=\frac{4\times3}{2}=6 \text{ होगी}$$

जो क्रमशः $n=4$ से $n=3, n=4$ से $n=2, n=4$ से $n=1$ $n=3$ से $n=2$, $n=3$ से $n=1$ तथा $n=2$ से $n=1$ के संगत संक्रमणों के संगत होगी

$n=1, 2, 3$ व 4 स्तरो के लिए ऊर्जाएँ क्रमशः है

$$E_1=-13.6\,eV$$

$$E_2=-\frac{13.6\,eV}{4}=-3.4\,eV$$

$$E_3=-\frac{13.6\,eV}{8}=-1.51\,eV$$

तथा $$E_4=-\frac{13.6\,eV}{16}=0.85\,eV$$

$n=4$ से $n=1$ के संक्रमण में प्राप्त तरंग दैर्ध्य होगी

$$\lambda=\frac{hc}{\Delta E}=\frac{1242\,eV\cdot nm}{(13.6-0.85)eV}=97.4\,nm$$

$n=4$ से $n=3$ के संक्रमण में प्राप्त तरंग दैर्ध्य होगी

$$\lambda=\frac{hc}{\Delta E}=\frac{1242\,eV\cdot nm}{(3.4-0.85)eV}=487\,nm$$

$n=4$ से $n=1$ के संक्रमण में प्राप्त तरंग दैर्ध्य होगी

$$\lambda=\frac{hc}{\Delta E}=\frac{1242\,eV\cdot nm}{(1.51-0.85)eV}=1881\,nm$$

इसी प्रकार $n=3$ से $n=1$ के संक्रमण में उत्सर्जित तरंग दैर्ध्य होगी

$$\lambda=\frac{hc}{\Delta E}=\frac{1242}{(13.6-1.51)}\frac{eV\cdot nm}{eV}=103\,nm$$

इसी प्रकार गणना करने पर $n=3$ से $n=2$ के लिए 654 nm तरंग दैर्ध्य $n=2$ से $n=1$ के लिए तरंग दैर्ध्य 122 nm प्राप्त होगी। इस प्रकार विभिन्न प्राप्त तरंगो की तरंग दैर्ध्य 97.4 nm, 487 nm, 1881 nm, 103 nm, 654 nm तथा 122 nm है।

उदाहरण 14.8 हाइड्रोजन परमाणु की बामर श्रेणी की दूसरी रेखा के लिए तरंग दैर्ध्य का मान 4861 Å है तो इस श्रेणी की चौथी रेखा के तरंग दैर्ध्य की गणना करो।

हलः बामर श्रेणी की रेखाओं की तरंग दैर्ध्य के लिए व्यापक सूत्र है

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

दूसरी व चौथी रेखाएँ प्राप्त होगी जब इलेक्ट्रॉन क्रमशः $n=4$ तथा $n=6$ से द्वितीय ऊर्जा स्तर में कूदेगा। यदि इन रेखाओं के संगत तरंग दैर्ध्य क्रमशः λ_2 व λ_4 है तो

$$\frac{1}{\lambda_2} = R\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right] = \frac{3}{16}R \qquad \ldots(i)$$

इसी प्रकार $$\frac{1}{\lambda_4} = R\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2}\right] = \frac{8R}{36} \qquad \ldots(ii)$$

समीकरणों (i) व (ii) से

$$\frac{\lambda_4}{\lambda_2} = \frac{3R}{16}\cdot\frac{36}{8R} = \frac{27}{32}$$

$$\therefore \quad \lambda_4 = \frac{27}{32}\times\lambda_2 = \frac{27}{82}\times 4861\mathring{A} = 4101.5\,\mathring{A}$$

उदाहरण 14.9 यदि हाइड्रोजन परमाणु के स्पैक्ट्रम में लाइमन श्रेणी की प्रथम रेखा की तरंग दैर्ध्य 1215 Å है तो बामर श्रेणी की द्वितीय रेखा की तरंग दैर्ध्य ज्ञात कीजिए।

हल: लाइमन श्रेणी की प्रथम रेखा के लिए संक्रमण $n_2 = 2$ से $n_1 = 1$ में होगा

$$\frac{1}{\lambda_1} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right) = \frac{3R}{4} \qquad \ldots(i)$$

बामर श्रेणी की द्वितीय रेखा के लिए संक्रमण $n_2 = 4$ से $n_1 = 2$ में होगा तथा माना इसकी तरंग दैर्ध्य λ_2' है तो

$$\frac{1}{\lambda_2'} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = \frac{3R}{16} \qquad \ldots(ii)$$

समीकरण (i) व (ii) में

$$\frac{\lambda_2'}{\lambda_1} = \frac{3R}{4}\times\frac{16}{3R} = 4$$

$$\therefore \quad \lambda_2' = 4\lambda_1 = 4\times 1215\mathring{A} = 4860\,\mathring{A}$$

उदाहरण 14.10 हाइड्रोजन की लाइमन श्रेणी की प्रथम रेखा की तरंग दैर्ध्य एक हाइड्रोजन सदृश आयनX की बामर श्रेणी की द्वितीय रेखा की तरंगदैर्ध्य के बराबर है। X की पहली दो अवस्थाओं की ऊर्जाओं की गणना कीजिए।

हल: हाइड्रोजन सदृश आयन की तरंग दैर्ध्य के लिए सूत्र है

$$\frac{1}{\lambda} = Z^2R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

हाइड्रोजन परमाणु $(Z = 1)$ के लिए लाइमन श्रेणी के प्रथम रेखा $(n_1 = 1,\ n_2 = 2)$ की तरंग दैर्ध्य

$$\frac{1}{\lambda_H} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^4}\right) = \frac{3}{4}R$$

हाइड्रोजन सदृश आयन X के लिए बामर श्रेणी की द्वितीय रेखा $(n_1 = 2,\ n_2 = 4)$ की तरंग दैर्ध्य

$$\frac{1}{\lambda_X} = Z^2R\left(\frac{1}{z^2} - \frac{1}{y^2}\right) = \frac{3}{16}Z^2R$$

प्रश्नानुसार $\lambda_X = \lambda_H$

$$\therefore \quad \frac{3}{4}R = \frac{3}{16}Z^2R$$

या $\quad Z = 2$

अतः आयन X आयनित He है।

साथ ही $(E_X)_n = Z^2(E_H)_n = 4(E_H)_n$

हाइड्रोजन के लिए मूल अवस्था $n = 1$ में $E_H = -13.6$

$$\therefore \quad (E_H)_n = -\frac{13.6}{n^2}$$

तथा $$(E_X)_n = -4\frac{13.6}{n^2}$$

X की प्रथम अवस्था के लिए

$$(E_X)_1 = -4(13.6) = -54.4\,eV$$

X की द्वितीय अवस्था के लिए

$$(E_X)_2 = -4(13.6) = -13.6\,eV$$

उदाहरण 14.11 एक हाइड्रोजन सदृश परमाणु, ऊर्जा स्तरो के एकसमूह में सभी संभव संक्रमण द्वारा छः तरंग दैर्ध्य उत्सर्जित करता है। इन स्तरों की ऊर्जाएँ U –0.85 eV तथा –0.544 eV के मध्य हैं (इन दोनों मानों को सम्मिलित करते हुए) (i) परमाणु का परमाणु क्रमांक ज्ञात करे (ii) इन संक्रमणों से उत्सर्जित लघुत्तम तरंग दैर्ध्य ज्ञात करो (दिया है hc = 1242 eV.nm तथा हाइड्रोजन परमाणु की मूल अवस्था ऊर्जा = –13.6 eV)

हल: परमाणु क्रमांक Z के परमाणु के n वे ऊर्जा स्तर की ऊर्जा

$$E_n = -Z^2\frac{13.6}{n^2}eV$$

छः संक्रमणों के लिए चार क्रमागत ऊर्जा स्तर आवश्यक होंगे। माना इनकी क्वांटम संख्याएँ $n, n+1,\ n+2,\ n+3$ है तब प्रश्नानुसार

$$-Z^2\frac{(13.6)}{n^2} = -0.85\,eV \qquad \ldots(i)$$

तथा $$-Z^2\frac{(13.6)}{(n+3)^2} = -0.544\,eV \qquad \ldots(ii)$$

समीकरण (i) में समी (ii) का भाग देने पर

$$\frac{(n+3)^2}{n^2} = \frac{0.85}{0.544} = 1.5625$$

$$\frac{n+3}{n} = \sqrt{1.5625} = 1.25$$

अतः $n = 12$

n का मान समीकरण (i) में रखने पर

$$-Z^2 \frac{(13.6)eV}{144} = -0.85eV$$

या $$Z^2 = \frac{0.85 \times 144}{13.6} = 9$$

या $$Z = 3$$

(ii) ऊर्जा अन्तराल ΔE के दो ऊर्जा स्तरों के मध्य संक्रमण से उत्सर्जित तरंग दैर्ध्य इस प्रकार दी जाती है

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

λ को न्यूनतम होने के लिएΔE को अधिकतम होना चाहिए

$$\therefore \quad (\Delta E)_{max} = E_{n+3} - E_n = -0.544eV - (-0.85eV)$$

$$= 0.306 \text{ eV}$$

$$\therefore \quad \lambda_{min} = \frac{hc}{(\Delta E)_{max}} = \frac{1242 eV.nm}{0.306 eV}$$

$$= 4503 \text{ nm}$$

14.6 बोर मॉडल की कमियाँ (Limitations of Bohr Model)

अपनी कई विशिष्टताओं यथा परमाणु के स्थायित्व की व्याख्या, हाइड्रोजन के रेखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या करने में सफलता इत्यादि के उपरान्त भी बोर मॉडल में कई कमियाँ थी जिनका संक्षिप्त विवरण निम्नलिखित है

(i) यह मॉडल केवल हाइड्रोजन या हाइड्रोजन समआयनों के लिए ही वैध था। एक से अधिक इलेक्ट्रॉन युक्त परमाणुओं के लिए यहाँ तक कि हीलियम के लिए भी इसका व्यापीकरण नहीं किया जा सकता है। इसका कारण यह है कि एक से अधिक इलेक्ट्रॉन वाले परमाणुओं में इलेक्ट्रानो की पारस्परिक अनुक्रिया के संबंध में बोर मॉडल में कोई प्रावधान नहीं था।

(ii) बोर मॉडल में इलेक्ट्रोनों के वृत्ताकार पथ पर गति के लिए कल्पना की गई कि ऐसे इलेक्ट्रॉन त्वरित होने के उपरान्त भी विकिरण उत्सर्जन नहीं करते। इस अभिग्रहीत के लिए बोर मॉडल में कोई सैद्धान्तिक स्पष्टीकरण उपलब्ध नहीं था।

(iii) यदि हाइड्रोजन की स्पैक्ट्रमी रेखाओं को अधिक विभेदन क्षमता के सूक्ष्मदर्शी द्वारा देखा जाए तो प्रेक्षित होता है कि पूर्व में ज्ञात प्रत्येक रेखा वस्तुतः अतिनिकटस्थ रेखाओं का समुच्चय है। रेखाओं की इस सूक्ष्म संरचना (fine structure) की बोर मॉडल द्वारा व्याख्या नहीं की जा सकती।

(iv) यह मॉडल स्पैक्ट्रमी रेखाओं की तीव्रता के बारे में कोई जानकारी प्रदान नहीं करता।

(v) यह मॉडल चुंबकीय क्षेत्र के कारण स्पैक्ट्रमी रेखाओं के विपाटन, जीमन प्रभाव (Zeeman effect) तथा विद्युत क्षेत्र के कारण विपाटन स्टार्क प्रभाव (Stark effect) की व्याख्या करने में असफल रहता है।

(vi) सामान्यतः व्युत्क्रम बल के अन्तर्गत गतिशील कण का पथ दीर्घवृत्ताकार होता है पर बोर मॉडल में कक्षाएँ वृत्ताकार मानी गई है। इसके साथ ही यह भी उल्लेखनीय है कि हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता सिद्धांत के अनुसार इलेक्ट्रॉन के संवेग एवं स्थिति दोनों को एक साथ परिशुद्धता से ज्ञात नहीं किया जा सकता जबकि बोर मॉडल में इलेक्ट्रॉन की स्थिति एवं उसके वेग को एक साथ विवेचित किया गया है।

14.7 द्रव्य तरंग से बोर के द्वितीय अभिग्रहीत की व्याख्या (Explanation of Bohr's Second Postulate by Bohr's Theory)

बोर सिद्धांत के द्वितीय अभिग्रहीत के अनुसार हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन के लिए वे कक्षाएँ ही अनुमेय है जिनमें इलेक्ट्रान का कोणीय संवेग क्वांटीकृत है अर्थात् $mvr = nh/2\pi$। जैसा कि पूर्व में उल्लेख किया जा चुका है बोर सिद्धांत में इस अभिग्रहीत के लिए कोई सैद्धांतिक तर्क प्रस्तुत नहीं किया गया था।

सन् 1923 में दे–ब्राग्ली ने द्रव्य तरंग परिकल्पना के आधार पर प्रस्तवित किया कि बोर प्रतिरूप में वृताकार कक्षा में गति करते हुए कण को द्रव्य (कण)–तरंग के रूप में देखा जाना चाहिए साथ ही ऐसी तरंग अप्रगामी तरंग की तरह मानी जानी चाहिए जिसके लिए आवश्यक है कि तरंग दैर्ध्य इस प्रकार की हो ताकि कक्षा की परिधि में तरंगो की पूर्णांक संख्या उपस्थित हो। अर्थात् कक्षा की परिधि तरंग दैर्ध्य की पूर्ण गुणज हों। गणितीय रूप में इसका आशय है कि त्रिज्या r की कक्षा में गतिमान इलेक्ट्रॉन के लिए संबंध

$$2\pi r = n\lambda \qquad n = 1, 2, ... \qquad (14.30)$$

संतुष्ट होना चाहिए।

चूंकि इलेक्ट्रॉन के लिए द्रव्य तरंग दैर्ध्य

$$\lambda = h/mv$$

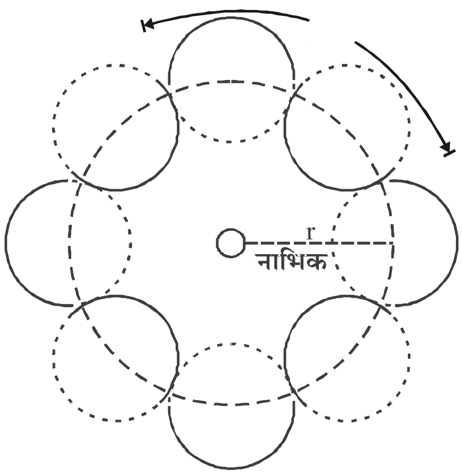
अतः समीकरण 14.29 में λ का मान रखने पर

$$2\pi r = \frac{nh}{mv}$$

या $mvr = \frac{nh}{2\pi}$

जोकि बोर की द्वितीय अभिग्रहीत है।

चित्र 14.8 में वृत्ताकार कक्षा $n = 4$ के लिए एक अप्रगामी तरंग दर्शाई गई है जहाँ कक्षा की परिधि में चार दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य उपस्थित है अतः $2\pi r = 4\lambda$ है।



चित्र 14.8 दे–ब्रोग्ली परिकल्पना के अनुसार कक्षा $n = 4$ के लिए अप्रगामी तरंग

दे–ब्राग्ली के तर्क को भौतिकीय दृष्टि से और बेहतर समझने के लिए अनुनाद की भौतिकीय परिघटना पर विचार करे। अनुनाद के लिए मुख्य बात यह है कि किसी अभिलाक्षणिक लंबाई में हमेशा तरंगो की पूर्णांक संख्या उपस्थित हो। **उदाहरण** के लिए जब किसी बंद पाइप में पाइप की लम्बाई के अनुदिश ध्वनि तरंगे पूर्णांक संख्या में विस्तृत हैं तो तरंगो के पाइप के सिरो पर होने वाले परावर्तनों के पश्चात् इनके संपोषी व्यतिकरण के उच्चतम आयाम की अप्रगामी तरंगें बनती है तथा अनुनाद होता है। यदि चित्र 14.8 में परिधि पर तरंगों की पूर्णांक संख्या नही तो विभिन्न परिभ्रमणों के उपरान्त तरंगों की कला विपरीत हो जाएगी अंततः एक दूसरे को निरस्त कर देंगी; केवल अनुनाद पर ही तरंगें सार्थक आयाम प्राप्त कर सकेगी। यही कारण है कि दे–ब्राग्ली ने कक्षा को परिधि (बंद पथ) पर तरंगों की पूर्णांक संख्या की आवश्यकता प्रस्तावित की।

उदाहरण 14.12 हाइड्रोजन परमाणु की मूल अवस्था में ऊर्जा $-13.6\,\text{eV}$ है। इस अवस्था में इलेक्ट्रान की दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य ज्ञात कीजिए। $n = 1$ के लिए बोर सिद्धांत से कक्षा की परिधि ज्ञात कीजिए तथा दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य से उसकी तुलना कीजिए। इससे आप क्या निष्कर्ष निकालते हैं? दिया है बोर त्रिज्या $a_0 = 53\,\text{pm}$

हलः बोर सिद्धान्त से हम जानते हैं कि इलेक्ट्रान की गतिज ऊर्जा K संख्यात्मक रूप से कुल ऊर्जा के बराबर होती है अर्थात्

$$K = |E|$$

अतः प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा $K = 13.6\,eV$ होगी यह ऊर्जा इलेक्ट्रान $13.6\,\text{V}$ से त्वरित होने पर प्राप्त करता है अतः इस इलेक्ट्रान की दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य

$$\lambda = \frac{12.27}{\sqrt{V}} \mathring{A} = \frac{12.27}{\sqrt{13.6}} = 3.32\,\mathring{A}$$

दिया है $a_0 = 53\,pm = 53 \times 10^{-6}\,m$

प्रथम कक्षा की परिधि

$$= 2\pi a_0 = 2 \times 3.14 \times 53 \times 10^{-6} = 3.32\,\mathring{A}$$

जो कि इलेक्ट्रान की द्रव्य तरंग दैर्ध्य के बराबर है अतः कक्षा $n = 1$ में एक पूर्ण दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य उपस्थित होगी।

महत्वपूर्ण बिन्दु (Important Points)

1. परमाणु पूर्णतः वैद्युत उदासीन होता है। न्यून दाब पर गैसों में विद्युत विसर्जन प्रयोगों में प्राप्त कैथोड किरणों वस्तुतः ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन है जो प्रत्येक परमाणु के अनिवार्य संघटक है। अतः परमाणु की वैद्युत उदासीनता के लिए आवश्यक है कि इसमें ठीक उतनी ही मात्रा में धनावेश हो जितना कि इलेक्ट्रॉनों के कारण कुल ऋणावेश है।
2. टामसन के परमाणु प्रतिरूप में परमाणु को एक धनावेशित ठोस गोला माना गया जिसमें इलेक्ट्रान अन्तः स्थापित होते है। यह माडल परमाणु के स्थायित्व, गैसों के आयनीकरण तापयनिक उत्सर्जन की संतोषप्रद व्याख्या कर पाया किन्तु हाइड्रोजन के रेखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या करने में असफल रहा। यह मॉडल रदर फोर्ड α कण प्रकीर्णन प्रयोग के प्रायोगिक प्रेक्षणों की व्याख्या करने में भी पूर्णतः असफल रहा।
3. α कण प्रकीर्णन प्रयोगों के आधार पर रदरफोर्ड ने निष्कर्ष प्राप्त किया कि परमाणु के अधिकांश भाग में रिक्त स्थान है। रदरफोर्ड के नाभिकीय परमाणु मॉडल के अनुसार परमाणु का समस्त धनावेश एंव लगभग समस्त द्रव्यमान एक सूक्ष्म क्षेत्र जिसे नाभिक कहते हैं में अवस्थित होता है। इसके चारों ओर इलेक्ट्रॉन परिक्रमा करते है।
   तुलनात्मक रूप में नाभिक का साइज परमाणु के साइज का लगभग दस हजार वाँ भाग होता है।
4. रदरफोर्ड के माडल में मुख्य कमियाँ इस प्रकार हैः
   (i) यह मॉडल परमाणु के स्थायित्व को नहीं समझा पाता क्योंकि नाभिक के चारों ओर घूमते इलेक्ट्रॉन त्वरित अवस्था में हैं अतः इन्हें विद्युत चुम्बकीय विकिरण उत्सर्जित करते हुए सर्पिल पथ पर गति करते हुए अंततः नाभिक में गिर जाना चाहिए।
   (ii) यह मॉडल हाइड्रोजन तथा अन्य तत्वों के अभिलाक्षणिक रेखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या नहीं कर पाता।
5. परमाणु के स्थायित्व तथा हाइड्रोजन परमाणु के रेखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या करने के लिए बोर ने हाइड्रोजन तथा हाइड्रोजन सदृश आयनों के लिए मॉडल प्रस्तावित किया जिसके तीन मूल अभिग्रहीत इस प्रकार है
   (i) परमाणु में इलेक्ट्रॉन बिना विकिरण उत्सर्जित किए निश्चित कक्षाओं में परिक्रमण करते है। ये कक्षाएँ स्थायी कक्षाएँ कहलाती हैं।
   (ii) स्थायी कक्षाएँ वे कक्षाएं हैं जिनके लिए इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $h/2\pi$ का पूर्णांक गुणज होता है। अर्थात्

   $L_n = mv_n r_n = \frac{nh}{2\pi}$ $n = 1, 2, 3, ...n$ को मुख्य क्वांटम संख्या कहते हैं।

   (iii) किसी इलेक्ट्रॉन के किसी स्थायी कक्षा n_2 से किसी अन्य निम्न ऊर्जा की कक्षा n_1 में संक्रमण करने पर एक फोटॉन उत्सर्जित होता है जिसकी ऊर्जा प्रारंभिक एंव अन्तिम ऊर्जा अवस्थाओं के अन्तर के बराबर होती है अर्थात्

   $h\nu = E_{n_2} - E_{n_1}$

   जहाँ ν उत्सर्जित फोटॉन की आवृति है।
6. हाइड्रोजन सदृश परमाणु के लिए विभिन्न अनुमेय कक्षाओं की त्रिज्या

$$r_n = \frac{\epsilon_0 n^2 h^2}{\pi m Z e^2}$$

   से तथा इन कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा

$$E_n = -\frac{mZ^2e^4}{8\epsilon_0 h^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) = -\frac{13.6}{n^2}Z^2\,(eV)$$

   से दी जाती है। हाइड्रोजन $Z = 1$ के लिए मूल अवस्था $(n = 1)$ में ऊर्जा $E = -13.6\,eV$ है।
7. हाइड्रोजन के अभिलाक्षणिक स्पैक्ट्रम में प्राप्त विभिन्न श्रेणियों एवं उनके संगत तरंग दैध्यों के सूत्र इस प्रकार है

   (i) लाइमन श्रेणी $\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right)$ $n = 2, 3, 4, ...$

   (पराबैगनी क्षेत्र में) $\lambda_{min} = 912\,\text{Å}$ $\lambda_{max} = 1216\,\text{Å}$

(ii) बामर श्रेणी $\frac{1}{\lambda}=R\left(\frac{1}{2^2}-\frac{1}{n^2}\right)$ $n=3,4,5,...$

(पराबैंगनी तथा दृश्य क्षेत्र में) $\lambda_{min}=3646\,Å$ $\lambda_{max}=6563\,Å$

(iii) पाश्चन श्रेणी $\frac{1}{\lambda}=R\left(\frac{1}{3^2}-\frac{1}{n^2}\right)$ $n=4,5,6,...$

(अवरक्त क्षेत्र में) $\lambda_{min}=8107\,Å$ $\lambda_{max}=18751\,Å$

(iv) ब्रेकेट श्रेणी $\frac{1}{\lambda}=R\left(\frac{1}{4^2}-\frac{1}{n^2}\right)$ $n=5,6,7,...$

(अवरक्त क्षेत्र में) $\lambda_{min}=14572\,Å$ $\lambda_{max}=40477\,Å$

(v) फुण्ड श्रेणी $\frac{1}{\lambda}=R\left(\frac{1}{5^2}-\frac{1}{n^2}\right)$ $n=6,7,8,...$

(अवरक्त क्षेत्र में) $\lambda_{min}=22708\,Å$ $\lambda_{max}=74515\,Å$

8. बोर मॉडल द्वारा हाइड्रोजन से रेखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या की जा सकी। उत्सर्जित रेखाओं की तरंग दैर्ध्य के लिए प्राप्त व्यापक सूत्र है

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

n_1 व n_2 के उपयुक्त मानों का चयन कर विभिन्न श्रेणियों के संगत तरंग दैर्ध्यो के रूप प्राप्त किए जा सकते हैं।

9. बोर मॉडल हाइड्रोजन सम परमाणुओं के लिए ही उपयुक्त है। इसे द्विइलेक्ट्रॉन परमाणु हीलियम के लिए भी विस्तारित नहीं किया जा सकता। हाइड्रोजन के लिए भी यह मॉडल विभिन्न स्पैक्ट्रमी रेखाओं की आपेक्षिक तीव्रता, स्पैक्ट्रमी रेखाओं की सूक्ष्म संरचना, जीमन प्रभाव एवं स्टार्क प्रभाव इत्यादि को नहीं समझा पाता। इसके अतिरिक्त इसमें द्वितीय अभिग्रहीत के लिए भी कोई सैद्धांतिक आधार प्रस्तुत नहीं किया गया।

10. दे–ब्राग्ली की द्रव्य तरंग परिकल्पना के आधार पर बोर सिद्धांत के द्वितीय अभिग्रहीत कोणीय संवेग के क्वांटीकरण की व्याख्या की जा सकती है। कक्षाएं वृताकार अप्रगामी तरंगो के संगत है जिनकी परिधि इलेक्ट्रान की दे–ब्राग्ली तरंग दैर्ध्य के पूर्ण गुणजों के बराबर है अर्थात

$$2\pi r=n\lambda \qquad n=1,2,...$$

अभ्यासार्थ प्रश्न

बहुचयनात्मक प्रश्न

1. हाइड्रोजन परमाणु की मूल अवस्था में ऊर्जा –19.6 eV है। $n=5$ ऊर्जा स्तर में इसकी ऊर्जा होगी
(अ) –0.54 eV (ब) –0.85 eV
(स) –5.4 eV (द) –2.72 eV

2. हाइड्रोजन परमाणु की n वीं कक्षा में ऊर्जा $E_n=-\frac{13.6}{n^2}eV$ है। इलेक्ट्रान को प्रथम कक्षा में द्वितीय कक्षा में भेजने के लिए आवश्यक ऊर्जा होगी।
(अ) 10.2 eV (ब) 12.1 eV
(स) 13.6 eV (द) 3.4 eV

3. हाइड्रोजन परमाणु में यदि इलेक्ट्रॉन तीसरी कक्षा से दूसरी कक्षा में संक्रमण करता है तो उत्सर्जित विकिरण की तरंग दैर्ध्य होगी
(अ) $\frac{5R}{36}$ (ब) $\frac{R}{6}$
(स) $\frac{36}{5R}$ (द) $\frac{5}{R}$

4. हाइड्रोजन की लाइमन श्रेणी विद्युत चुंबकीय स्पैक्ट्रम के किस भाग में पाई जाती है
(अ) पराबैंगनी (ब) अवरक्त
(स) दृश्य (द) X किरण क्षेत्र

5. किसी हाइड्रोजन परमाणु जो ऊर्जा स्तर $n = 4$ तक उत्तेजित किया गया है द्वारा उत्सर्जित स्पैक्ट्रमी रेखाओं की संख्या होगी

(अ) 2 (ब) 3

(स) 4 (द) 6

6. हाइड्रोजन की लाइमन श्रेणी के लिए लघुत्तम एंव अधिकतम तरंग दैर्ध्य क्रमशः है

(अ) 909 Å तथा 1212 Å

(ब) 9091 Å तथा 12120 Å

(स) 303 Å तथा 404 Å

(द) 1000 Å तथा 3000 Å

7. दिया गया चित्र किसी परमाणु के ऊर्जा स्तरो को दर्शाता है। जब इलेक्ट्रान ऊर्जा 2E के स्तर से ऊर्जा E के स्तर में संक्रमित होता है तो तरंग दैर्ध्य λ का फोटॉन उत्सर्जित होता है। इलेक्ट्रॉन के ऊर्जा 4E / 3 के स्तर से ऊर्जा E के स्तर में संक्रमण करने पर उत्सर्जित फोटॉन की ऊर्जा है

(अ) $\lambda/3$ (ब) $3\lambda/4$

(स) $4\lambda/3$ (द) 3λ

8. उत्तेजित हाइड्रोजन परमाणु में यदि बोर सिद्धांत के अनुसार कोणीय संवेग $\left(\frac{2h}{2\pi}\right)$ हो तो उसकी ऊर्जा होगी

(अ) –13.6 eV (ब) –13.4 eV

(स) –3.4 eV (द) –12.8 eV

9. उस उत्तेजित अवस्था की मुख्य क्वांटम संख्या क्या होगी जिसमें उत्तेजित हाइड्रोजन परमाणु λ तरंग दैर्ध्य के फोटॉन का उत्सर्जन करने के बाद मूल अवस्था में लौटता है

(अ) $\sqrt{\frac{\lambda R}{\lambda R - 1}}$ (ब) $\sqrt{1 - \lambda R}$

(स) $\sqrt{\frac{\lambda}{\lambda R - 1}}$ (द) $\sqrt{\frac{1 - \lambda R}{R}}$

10. नीचे दिए गए प्राचलों में से कौनसा सभी हाइड्रोजन सदृश आयनो के लिए इनकी मूल अवस्थाओं में समान है?

(अ) इलेक्ट्रान की कक्षीय चाल

(ब) कक्षा की त्रिज्या

(स) इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग

(द) परमाणु की ऊर्जा

11. हाइड्रोजन सदृश किसी आयन की मूल अवस्था में ऊर्जा –54.4 eV है। यह हो सकता है

(अ) He^{+} (ब) Li^{++}

(स) ड्यटीरियम$^{+}$ (द) Be^{+++}

12. हाइड्रोजन परमाणु में मुख्य क्वांटम संख्या n का मान बढ़ने पर परमाणु की स्थितिज ऊर्जा

(अ) घटती है

(ब) बढ़ती है

(स) वही रहती है

(द) स्थितिज ऊर्जा एकान्तर क्रम से घटती बढ़ती है

13. हाइड्रोजन परमाणु n = 4 से n = 1 अवस्था तक संक्रमण करता है। तब H-परमाणु का प्रतिक्षिप्त संवेग (eV / c मात्रक में) है

(अ) 13.60 (ब) 12.75

(स) 0.85 (द) 22.1

14. हाइड्रोजन परमाणु की n वी कक्षा में (कोणीय संवेग L) इलेक्ट्रॉन की कक्षीय गति के कारण चुंबकीय आघूर्ण है

(अ) $\frac{-neL}{2m}$ (ब) $\frac{-eL}{2m}$

(स) $\frac{-eL}{2mn}$ (द) $\frac{-eLm}{m}$

15. जब एक हाइड्रोजन परमाणु मूल अवस्था से प्रथम उत्तेजित ऊर्जा अवस्था में संक्रमण करता है तो इसके कोणीय संवेग में वृद्धि है

(अ) $6.63 \times 10^{-34}\, Js$ (ब) $1.05 \times 10^{-34}\, Js$

(स) $41.5 \times 10^{-34}\, Js$ (द) $2.11 \times 10^{-34}\, Js$

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न

1 परमाणु का समस्त धनावेश उसके भीतर एक अत्यन्त सूक्ष्म क्षेत्र में संकेन्द्रित होता है यह किस प्रयोग द्वारा पता चलता है।

2 परमाणु संरचना से संबंधित रदरफोर्ड मॉडल की कोई दो कमियाँ लिखिए।

3 हाइड्रोजन परमाणु में यदि इलेक्ट्रान के कोणीय संवेग का मान h/π है तो यह कौन सी कक्षा में स्थित होगा।

4 ***हाइड्रोजन की लाइमन श्रेणी विद्युत चुंबकीय स्पैक्ट्रम के किस क्षेत्र में पड़ती है?***

5 किसी हाइड्रोजन समपरमाणु की प्रथम बोर कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा –27.2 eV है। तृतीय बोहर कक्षा में इसकी ऊर्जा कितनी होगी?

6 हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्याओं का अनुपात क्या होता है?

7 हाइड्रोजन परमाणु की प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा का मान eV ***में क्या होगा?***

8 यदि हाइड्रोजन परमाणु में प्रथम बोर कक्षा की त्रिज्या 0.5 Å ली जाए तो चौथी बोर कक्षा की त्रिज्या लिखिए?

9 बामर श्रेणी की अन्तिम रेखा की तरंग दैर्ध्य लिखिए?

10 बोर सिद्धांत में कोणीय संवेग के क्वांटीकरण से संबंधित गणितीय सूत्र लिखिए।

11 हाइड्रोजन स्पैक्ट्रम की उस श्रेणी का नाम लिखिए जिसकी कुछ रेखाएँ दृश्य प्रकाश क्षेत्र में पड़ती हैं?

12 बोर सिद्धांत के द्वितीय अभिग्रहीत की व्याख्या किस परिकल्पना के आधार पर संभव है?

लघूत्तरात्मक प्रश्न

1 टामसन परमाणु माडल की कमियों का उल्लेख कीजिए।

2 रदरफोर्ड परमाणु प्रतिरूप की मुख्य बातो का उल्लेख कीजिए।

3 संक्षेप में समझाईए कि किस प्रकार रदरफोर्ड परमाणु मॉडल परमाणु के स्थायित्व का व्याख्या नहीं कर पाता।

4 बोर के सिद्धांत की कमियों का उल्लेख कीजिए।

5 हाइड्रोजन परमाणु में केवल एक ही इलेक्ट्रॉन है परन्तु उसके उत्सर्जन स्पैक्ट्रम में कई रेखाएं होती है। ऐसा कैसे होता है, संक्षेप में समझाइये।

6 रेखिल स्पैक्ट्रम के अध्ययन से तत्वों की पहचान कैसे की जा सकती है?

7 हाइड्रोजन गैस के किसी प्रतिदर्श में अधिकांशतः परमाणु $n=1$ ऊर्जा स्तर में है। इस गैस में से दृश्य प्रकाश गुजारे जाने पर कुछ स्पैक्ट्रमी रेखाओं का अवशोषण हो जाता है। किस श्रेणी (लाइमन अथवा बामर) की स्पैक्ट्रमी रेखाओं का अधिकतम अवशोषण होता है तथा क्यों?

8 बोर सिद्धांत के अनुसार इलेक्ट्रॉन की स्थायी कक्षा से क्या आशय है तथा इसके लिए शर्त क्या है?

9 बामर श्रेणी, अन्य श्रेणियों से पहले प्रेक्षित तथा विश्लेषित हुई थी। क्या आप इसके लिए कोई कारण सुझा सकते है?

10 बोहर माडल में nवीं कक्षा की कुल ऊर्जा का परिमाण $|E_n|$ तथा कोणीय संवेग L_n है तो इनमें क्या संबंध होगा?

निबन्धात्मक प्रश्न

1 रदरफोर्ड के α कण प्रकीर्णन प्रयोग का संक्षिप्त वर्णन कीजिए। इससे नाभिक की खोज कैसे हुई।

2 रदरफोर्ड के मॉडल में क्या कमियाँ रह गई थी। इनका निराकरण बोर ने अपने मॉडल में कैसे किया विस्तार से समझाइए।

3 हाइड्रोजन परमाणु के लिए बोर सिद्धांत के अभिग्रहीत लिखिए। इसकी n वी कक्षा में इलेक्ट्रान की कुल ऊर्जा के लिए सूत्र स्थापित कीजिए।

4 बोर परमाणु मॉडल के आधार पर हाइड्रोजन परमाणु के रैखिल स्पैक्ट्रम की व्याख्या कीजिए।

5 बोर के परमाणु मॉडल की कमियाँ लिखिए। समझाइए कि किस प्रकार दे–ब्राग्ली की द्रव्य तरंग परिकल्पना द्वारा कक्षीय कोणीय संवेग के क्वांटीकरण की व्याख्या संभव है।

6 बोर मॉडल के अनुसार हाइड्रोजन परमाणु की स्थायी कक्षाओं के लिए त्रिज्या के लिए सूत्र स्थापित कीजिए तथा सिद्ध कीजिए की हाइड्रोजन परमाणु में स्थायी कक्षाओं की त्रिज्याओं का अनुपात $1:4:9\ldots$ होता है।

उत्तरमाला (बहुचयनात्मक प्रश्न)

1. (अ)	2. (अ)	3. (स)	4. (अ)	5. (द)	6. (अ)
7. (द)	8. (स)	9. (अ)	10. (स)	11. (ब)	12. (अ)
13. (ब)	14. (ब)	15. (ब)			

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न

1. रदर फोर्ड α कण प्रकीर्णन प्रयोग
2. (i) परमाणु के स्थायित्व की व्याख्या में असफलता
   (ii) रेखीय स्पैक्ट्रम की व्याख्या में असफलता

3 द्वितीय कक्षा में

4 पराबैंगनी क्षेत्र में

5 –3.02 eV

6 $1:4:9:\ldots$

7 –27.2 eV

8 $r_4 = n^2 r_1 = 16\times0.5 = 8.0\,\text{Å}$

9 3648 Å

10 $L_n = nh/2\pi$ या $mv_n r_n = nh/2\pi$

11 बामर श्रेणी

12 दे–ब्राग्ली द्रव्य तरंग परिकल्पना

आंकिक प्रश्न

1 हाइड्रोजन परमाणु की द्वितीय बोर कक्षा की त्रिज्या, इसमें इलेक्ट्रॉन की चाल तथा कक्षा की कुल ऊर्जा ज्ञात करो (दिया है इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान $m=9\times10^{-31}$ kg, $e=1.6\times10^{-19}$ C, $h=6.6\times10^{-34}$ Js)

(उत्तर– 2.116 Å, 1.1×10^6 m/s, –3.4 eV)

2 यदि लाइमन श्रेणी का प्रथम रेखा की तरंग दैर्ध्य 1216 Å ***है तो बामर तथा पाश्चन श्रेणी की प्रथम रेखाओं की तरंग दैर्ध्य ज्ञात कीजिए।***

(उत्तर– $\lambda_{B1} = 6566.4\,\text{Å}$, $\lambda_{P1} = 18761.1\,\text{Å}$)

3 किसी परमाणु में ऊर्जा स्तर A से C में संक्रमण में 1000 Å तथा ऊर्जा स्तर B से C में संक्रमण 5000 Å तरंग दैर्ध्य के फोटॉन उत्सर्जित होते है। ऊर्जा स्तर A से B में संक्रमण से उत्सर्जित फोटॉन की तरंग दैर्ध्य कितनी होगी।

(उत्तर– 1250 Å)

4 द्विआयनित लीथियम परमाणु जिसका परमाणु क्रमांक 3 है हाइड्रोजन सदृश होता है

(i) इस परमाणु में इलेक्ट्रॉन की प्रथम कक्षा से तृतीय कक्षा में उत्तेजित करने के लिए आवश्यक विकिरण की तरंग दैर्ध्य ज्ञात करो।

(ii) उत्तेजित निकाय के उत्सर्जन स्पेक्ट्रम में कितनी स्पैक्ट्रमी रेखाएँ प्रेक्षत होंगी?

(उत्तर– 114 Å, 3 स्पैक्ट्रमी रेखाएँ)

5 बामर श्रेणी की प्रथम रेखा का तरंग दैर्ध्य 6564 Å हो तो रिडबर्ग नियतांक तथा तरंग संख्या का मान ज्ञात करो।

(उत्तर– $R = 1.097\times10^{7}\ \mathrm{m^{-1}}$, $\bar{v} = 15\times10^{5}\ \mathrm{m^{-1}}$)

6 हाइड्रोजन सदृश कोई आयन $n=2$ से $n=1$ तक के संक्रमण में 2.467×10^{7} Hz आवृति के विकिरण उत्सर्जित करता है। संक्रमण $n=3$ से $n=1$ में उत्सर्जित विकिरण की आवृत्ति ज्ञात करो।

(**उत्तर**– 2.92×10^{7} Hz)

7 λ तरंग दैर्ध्य के एकवर्णी विकिरण किसी हाइड्रोजन प्रतिदर्श पर आपतित है जिसके परमाणु मूल ऊर्जा अवस्था में है। हाइड्रोजन परमाणु विकिरण अवशोषित करते है तथा फिर छह भिन्न तरंगों के तरंग दैर्ध्य उत्सर्जित करते है। λ का मान ज्ञात करो (दिया है $hc = 1242\, eV - nm$ हाइड्रोजन की मूल अवस्था ऊर्जा $E - 13.6\, eV$

(उत्तर– $\lambda = 97.5$ nm)

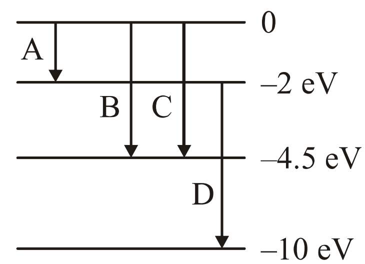
8 हाइड्रोजन परमाणुओं में संक्रमण n = 4 से n = 2 के संगत प्रकाश किसी धातु जिसका कार्यफलन 1.9 eV है पर आपतित होता है। उत्सर्जित फोटो इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम गतिज ऊर्जा ज्ञात करो

(उत्तर– 0.65 eV)

9 हाइड्रोजन का एक प्रतिदर्श किसी उत्तेजित अवस्था विशेष A में है। इस प्रतिदर्श द्वारा 2.55 eV के फोटॉनो के अवशोषण से यह आगे किसी अन्य उत्तेजित अवस्था B में पहुंचता है। अवस्थाओं A तथा B के लिए मुख्य क्वांटम संख्याए ज्ञात करें।

(उत्तर– $n_A = 2;\ n_B = 4$)

10 एक परमाणु का ऊर्जा स्तर आरेख चित्र में दर्शाया गया है। संक्रमण B तथा D के संगत फोटॉनों के तरंग दैर्ध्य ज्ञात करो



(उत्तर– 2750 Å, 1550 Å)

11 हाइड्रोजन परमाणु के लिए एक स्थायी कक्षा में इलेक्ट्रॉन की अधिकतम कोणीय चाल ज्ञात कीजिए।

(***उत्तर***–$1.4\times10^{16}\ rad/s$)

12 n = 5 अवस्था से n = 1 अवस्था में जाने में फोटॉन के उत्सर्जन के पश्चात हाइड्रोजन परमाणु का प्रतिक्षिप्त संवेग क्या है (दिया है $R = 1.097\times10^{7}\ m^{-1}$ $h = 6.63\times10^{-34}\ Js$ तथा हाइड्रोजन का द्रव्यमान $= 1.67\times10^{-27}\ kg$)

(उत्तर– $6.98\times10^{-27}\ kg\ m/s$)