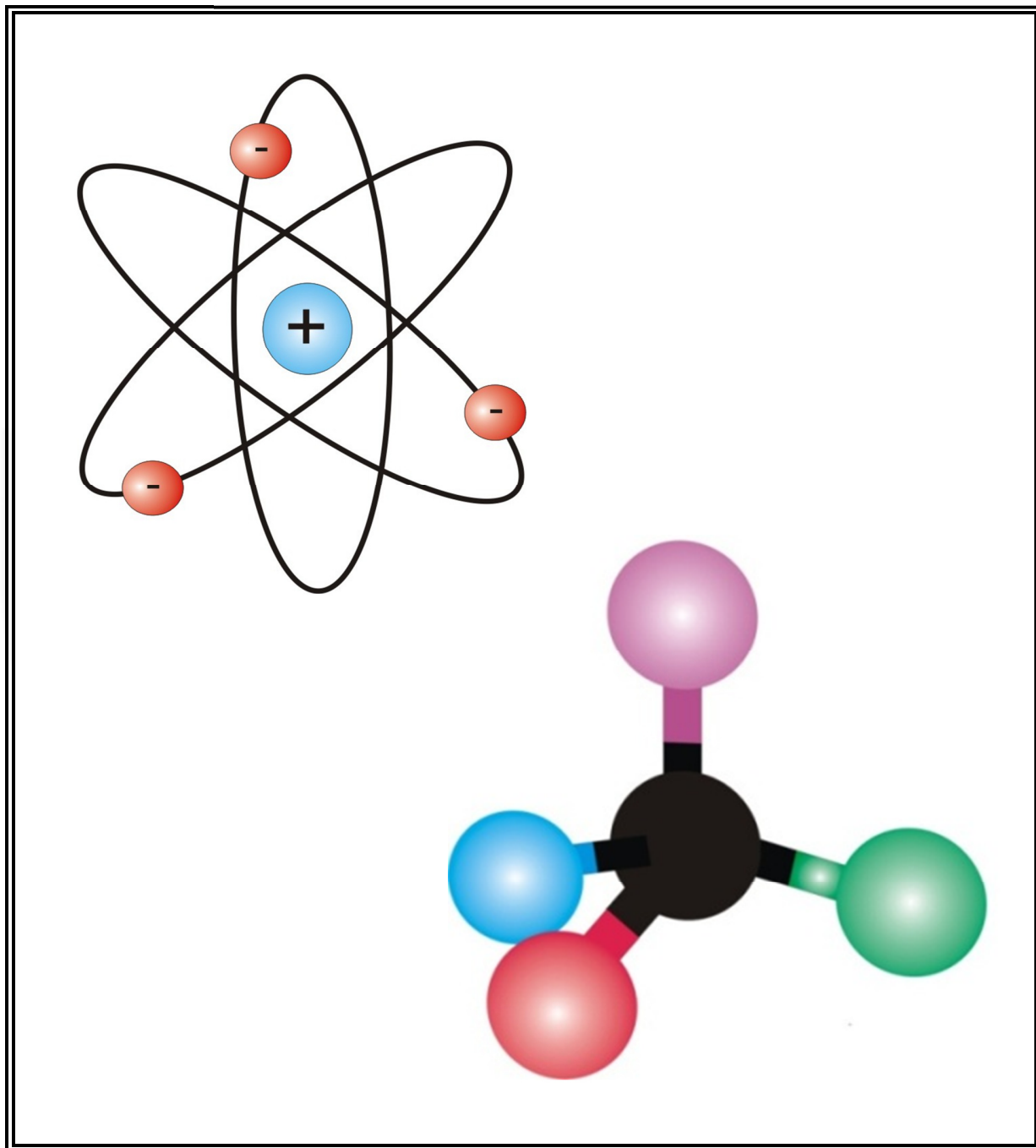




इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय
विज्ञान विद्यापीठ

BCHCT-131

परमाणु संरचना, आबंधन, सामान्य कार्बनिक रसायन और ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन



परमाणु संरचना

1



इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय
विज्ञान विद्यापीठ

BCHCT-131

परमाणु संरचना, आबंधन, सामान्य कार्बनिक रसायन और ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन

खंड

1

परमाणु संरचना

इकाई 1

बोर का सिद्धांत	7
-----------------	---

इकाई 2

विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति	29
------------------------------------	----

इकाई 3

क्वांटम यांत्रिकीय दृष्टिकोण	47
------------------------------	----

इकाई 4

हाइड्रोजन परमाणु	59
------------------	----

इकाई 5

बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	77
---	----

कार्यक्रम अभिकल्प समिति

प्रो. एच. बी. सिंह (सेवा निवृत्त)
रसायन विभाग,
दिल्ली विश्वविद्यालय,
दिल्ली

प्रो. ए. के. बख्शी,
रसायन विभाग,
दिल्ली विश्वविद्यालय,
दिल्ली

प्रो. आमिर आजम,
रसायन विभाग
जामिया मिलिया इस्लामिया,
नई दिल्ली

प्रो. तबरेज आलम
रसायन विभाग,
जामिया मिलिया इस्लामिया, नई दिल्ली

प्रो. जे. एम. खुराना
रसायन विभाग,
दिल्ली विश्वविद्यालय,
दिल्ली

विज्ञान विद्यापीठ: इ.गा.रा.मु.वि.

प्रो. विजयश्री, निदेशक

प्रो. सुनीता मल्होत्रा

प्रो. जावेद ए. फारुकी

प्रो. ललिता एस. कुमार

खंड निर्माण दल

प्रो. सुनीता मल्होत्रा (इकाइयां 1-5)
विज्ञान विद्यापीठ, इ.गा.रा.मु.वि.

प्रो. बी. एस. सारस्वत (सेवा निवृत्त)(संपादक)
विज्ञान विद्यापीठ, इ.गा.रा.मु.वि.

पाठ्यक्रम समन्वयकर्ता :

प्रो. सुनीता मल्होत्रा और प्रो. जावेद ए. फारुकी

अनुवाद

प्रो. सुनीता मल्होत्रा (इकाइयां 1-5)

सामग्री निर्माण

श्री सुनील कुमार,
सहायक कुल सचिव (मुद्रण)

आभार :

- श्री सरबजीत सिंह – सी.आर.सी निर्माण हेतु, श्री दीपक कुमार – टंकण कार्य और चित्र निर्माण हेतु
- श्री सुमित वर्मा – चित्र निर्माण में सहायता हेतु
- परमाणु और अणु (CHE 01) पाठ्यक्रम की इकाईयों 1 और 2 की कुछ पठन सामग्री के उपयोग के लिए।

जुलाई, 2019

© इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय, 2019

ISBN: 878-93-88980-90-6

सर्वाधिकार सुरक्षित। इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय की लिखित अनुमति के बिना इस पुस्तक के किसी भी अंश को मिनियोग्राफ अथवा किसी अन्य साधन द्वारा पुनः प्रस्तुत करने की अनुमति नहीं है।

इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय के पाठ्यक्रमों के विषय में अधिक जानकारी विश्वविद्यालय के मैदान गढ़ी, नई दिल्ली स्थित कार्यालय और इग्नू वेब साइट www.ignou.ac.in से प्राप्त की जा सकती है।

इंदिरा गांधी राष्ट्रीय मुक्त विश्वविद्यालय की ओर से प्रो. महेन्द्र सिंह नाथावत, निदेशक, विज्ञान विद्यापीठ द्वारा मुद्रित एवं प्रकाशित

मैसर्स : राज प्रिंटर्स ए-9, सैक्टर बी-2, ट्रॉनिका सिटी, लोनी, गाजियाबाद (यूपी.)

परमाणु संरचना, आबंधन, सामान्य कार्बनिक रसायन और ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन : प्रस्तावना

यह पाठ्यक्रम चयन आधारित क्रेडिट पद्धति (सी.बी.सी.एस.) के अंतर्गत रसायन विज्ञान का पहला मूल पाठ्यक्रम है। इसमें सैद्धांतिक पाठ्यक्रम (BCHCT-131) 4 क्रेडिट का है और इसके अतिरिक्त इससे संबंधित 2 क्रेडिट का एक प्रयोगशाला पाठ्यक्रम (BCHCL-132) है।

इस सैद्धांतिक पाठ्यक्रम के चार खंड हैं जिनमें उन्नीस इकाइयां हैं। पहले दो खंड अर्थात् खंड 1 और खंड 2, परमाणु संरचना, रासायनिक आबंधन और आण्विक संरचना की मूलभूत संकल्पनाओं पर आधारित हैं। बाद के दो खंडों अर्थात् खंड 3 और खंड 4 में कार्बनिक रसायन और हाइड्रोकार्बनों के मौलिक पहलुओं के बारे में चर्चा की गई है।

“परमाणु संरचना” पर आधारित खंड 1 में पाँच इकाइयां हैं जिनमें इकाइयों 1 से 3 में परमाणु की संरचना से संबंधित मुख्य अभिधारणाओं की चर्चा की गई है। इकाई 4 में हाइड्रोजन परमाणु की संरचना का विस्तार से वर्णन किया गया है। इस खंड की इकाई 5 में बहु-इलेक्ट्रॉनी परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों की व्याख्या की गई है।

“रासायनिक आबंधन और अणु संरचना” पर आधारित खंड 2 में 4 इकाइयाँ हैं। इकाई 6 में आयनिक आबंधन की और इकाई 7 में सहसंयोजी आबंधन की चर्चा की गई है तथा इकाई 8 में संयोजकता आबंध सिद्धांत का वर्णन किया गया है। इस खंड की अंतिम इकाई अर्थात् इकाई 9 में अणु कक्षक सिद्धांत के महत्वपूर्ण पहलुओं की व्याख्या की गई है।

“मूल कार्बनिक रसायन” वाले खंड 3 में पाँच इकाइयाँ हैं। इस खंड की पहली तीन इकाइयों अर्थात् इकाइयों 10 से 12 में त्रिविम रसायन की महत्वपूर्ण अभिधारणाओं के बारे में बताया गया है। इकाई 10 में कुछ सामान्य संकल्पनाओं और ज्यामितीय तथा प्रकाशिक समावयवताओं का वर्णन किया गया है जबकि इकाई 11 में विन्यासी समावयवों की चर्चा की गई है। इकाई 12 में कॉन्फॉर्मेशनली समावयवता की व्याख्या की गई है। इकाई 13 में संरचना-अभिक्रियाशीलता संबंधों की विस्तार से चर्चा की गई है। इस खंड की अंतिम इकाई, इकाई 14 में कार्बनिक अभिक्रियाओं और अभिक्रियाशील मध्यवर्तियों से संबंधित मूल संकल्पनाओं की व्याख्या की गई है।

“हाइड्रोकार्बनों” पर आधारित खंड 4 में पाँच इकाइयाँ हैं। इकाई 15 में ऐल्केनों की संरचना और रासायनिक अभिक्रियाओं के महत्वपूर्ण पहलुओं की चर्चा की गई है। इकाइयों 16 और 17 में ऐल्कीनों के रसायन के बारे में वर्णन किया गया है जबकि इकाई 18 में ऐल्काइनों की संरचना और अभिक्रियाओं की व्याख्या की गई है। इस खंड की और इस पाठ्यक्रम की अंतिम इकाई में “ऐरोमैटिकता” में ऐरोमैटिक यौगिकों की मुख्य विशेषताओं और नामपद्धति के बारे में बताया गया है।

यह पाठ्यक्रम प्रथम सत्र में उपलब्ध पाठ्यक्रम है और इसके आधार पर आपको उन पाठ्यक्रमों को समझने में सहायता मिलेगी जिन्हें आप आगे वाले सत्रों में पढ़ेंगे।

आपको इस पाठ्यक्रम को पूर्ण करने के लिए लगभग 120 घंटे का समय चाहिए। यह लगभग समय किसी विद्यार्थी द्वारा पाठ्यक्रम को पढ़ने, खंडों में दिए गए बोध प्रश्नों तथा इकाइयों के अंत में दिए गए प्रश्नों और सत्रीय कार्य को करने, परामर्श सत्रों में उपस्थित होने, दृश्य-श्रव्य कार्यक्रमों के प्रयोग और रेडियो द्वारा परामर्श सत्रों/टेलीकांफ्रेंसिंग में भाग लेने आदि में लगा औसत समय है।

हमें आशा है कि इस पाठ्यक्रम का अध्ययन आपके लिए रुचिकर होगा।

शुभकामनाओं सहित

उद्देश्य

इस पाठ्यक्रम का अध्ययन करने के बाद, आप :

- परमाणु की संरचना के विभिन्न मॉडलों के मुख्य अभिलक्षणों की चर्चा कर सकेंगे;
- विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति का वर्णन कर सकेंगे;
- परमाणु की संरचना की व्याख्या करने के लिए क्वांटम-यांत्रिकीय दृष्टिकोण की आवश्यकता बता सकेंगे;
- श्रोडिंगर समीकरण की व्याख्या कर सकेंगे और विभिन्न क्वांटम संख्याओं की उत्पत्ति की चर्चा कर सकेंगे;
- विभिन्न तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिख सकेंगे और असामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों की व्याख्या कर सकेंगे;
- आयनिक आबंधन और सहसंयोजी यौगिकों के मुख्य लक्षणों की चर्चा कर सकेंगे;
- वी.एस.इ.पी.आर. सिद्धांत का वर्णन कर सकेंगे और अणुओं तथा आयनों की आकृतियाँ बता सकेंगे;
- संयोजकता आबंध सिद्धांत की चर्चा कर सकेंगे और अनुनाद तथा संकरण की व्याख्या कर सकेंगे;
- अणु कक्षक सिद्धांत की व्याख्या कर सकेंगे और सरल द्वि-परमाणुक अणुओं के अणु कक्षक विन्यास लिख सकेंगे;
- ज्यामितीय समावयवों और प्रकाशिक समावयवों के मुख्य लक्षणों का वर्णन कर सकेंगे;
- विन्यासी समावयवों को लिख सकेंगे और उनका R अथवा S विन्यास निर्धारित कर सकेंगे;
- सरल ऐल्केनों जैसे एथेन, ब्यूटेन और चक्री ऐल्केनों जैसे साइक्लोहेक्सेन के कॉन्फॉर्मेशनली समावयवों को आरेखित कर सकेंगे;
- अम्लों और क्षारकों की परिभाषा दे सकेंगे और किसी यौगिक की अम्लता तथा क्षारकता को प्रभावित करने वाले विभिन्न कारकों की व्याख्या कर सकेंगे;
- विभिन्न प्रकार की अभिक्रियाओं की चर्चा कर सकेंगे और उनमें निहित अभिक्रियाशील मध्यवर्तियों की व्याख्या कर सकेंगे;
- ऐल्केनों, ऐल्कीनों और ऐल्काइनों के विरचन, गुणधर्मों और महत्वपूर्ण अभिक्रियाओं का वर्णन कर सकेंगे; और
- ऐरोमैटिकता की व्याख्या कर सकेंगे तथा ऐरोमैटिक यौगिकों के नाम लिख सकेंगे।

खंड 1 : परमाणु संरचना

यह खंड, मूल पाठ्यक्रम “परमाणु संरचना आबंधन, सामान्य कार्बनिक रसायन और ऐलिफैटिक हाइड्रोकार्बन” (BCHCT-131) का पहला खंड है। इसमें परमाणु की संरचना के महत्वपूर्ण पहलुओं का वर्णन किया गया है तथा बहु-इलेक्ट्रॉनी परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों की चर्चा की गई है।

इस खंड में पाँच इकाइयाँ हैं।

इस खंड की प्रथम इकाई अर्थात् इकाई 1 “बोर सिद्धांत” से संबंधित है। इस इकाई में डॉल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड के आरंभिक परमाणु मॉडलों की मुख्य बातों को संक्षेप में बताया गया है। उसके बाद परमाणु संरचना के बोर मॉडल की विस्तार से चर्चा की गई है। यहां आप विभिन्न कक्षकों की त्रिज्याओं और इन कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा के परिकलन के बारे में भी सीखेंगे। आप यह भी जानेंगे कि बोर सिद्धांत किस प्रकार हाइड्रोजन परमाणु स्पेक्ट्रम के कुछ लक्षणों की व्याख्या करने में सफल रहा। इस इकाई के अंत में बोर सिद्धांत की सीमाओं की चर्चा की जाएगी और संक्षेप में सोमरफेल्ड संशोधन के बारे में बताया जाएगा।

इकाई 2 “विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति” का प्रारंभ विकिरण की प्रकृति के वर्णन से किया जाएगा। यहाँ विकिरण की तरंग प्रकृति और कण प्रकृति के बारे में व्याख्या की गई है। इसके पश्चात् द्रव्य की प्रकृति की चर्चा के अंतर्गत द्रव्य की कण प्रकृति और तरंग प्रकृति का वर्णन किया गया है। अंत में हाइज़ेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत की चर्चा की गई है।

इकाई 3 “क्वांटम यांत्रिकीय दृष्टिकोण” के अंतर्गत परमाणु संरचना की व्याख्या के लिए एक नए दृष्टिकोण की आवश्यकता के बारे में बताया गया है। उसके पश्चात्, क्वांटम यांत्रिकी की सामान्य शब्दावली तथा महत्वपूर्ण पहलुओं की चर्चा की गई है। इस इकाई में, समय-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण के बारे में बताया गया है और उसके अनुप्रयोग द्वारा हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं की ऊर्जा अवस्थाओं को प्राप्त करने के बारे में व्याख्या की गई है।

इकाई 4 “हाइड्रोजन परमाणु” में हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण और तीन क्वांटम संख्याओं की उत्पत्ति के बारे में विस्तार से चर्चा की गई है। इस इकाई में त्रिज्य वितरण फलनों और तरंग फलनों की कोणीय निर्भरता की भी व्याख्या की गई है। तत्पश्चात् विभिन्न कक्षकों के आकारों को दर्शाया गया है। अंत में प्रचक्रण क्वांटम संख्या की उत्पत्ति की व्याख्या की गई है।

इकाई 5 “बहु-इलेक्ट्रॉनी परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास” का आरंभ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तरों की चर्चा से किया गया है। उसके बाद, विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के भरने के नियमों की व्याख्या की गई है। फिर तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों को दर्शाया गया है और आधे भरे तथा पूर्णतः भरे कक्षकों के स्थायित्व के बारे में चर्चा की गई है। इस इकाई के अंत में, तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों के आधार पर, आवर्त सारणी में उनकी व्यवस्था को भी दिखाया गया है।

उद्देश्य

इस खंड को पढ़ने के बाद, आप :

- परमाणु की संरचना के आरंभिक मॉडलों के महत्वपूर्ण लक्षणों की व्याख्या कर सकेंगे;

- परमाणु की संरचना की व्याख्या करने में परमाणु के बोर मॉडल की सफलताओं और सीमाओं की चर्चा कर सकेंगे;
- विकिरण और द्रव्य की तरंग प्रकृति तथा कण प्रकृति का वर्णन कर सकेंगे;
- हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत की व्याख्या कर सकेंगे;
- परमाणु संरचना की व्याख्या करने में क्वांटम यांत्रिकीय दृष्टिकोण की आवश्यकता और महत्व की चर्चा कर सकेंगे;
- समय स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण को लिख सकेंगे और हाइड्रोजन परमाणु की ऊर्जा अवस्थाओं को बता सकेंगे;
- विभिन्न क्वांटम संख्याओं की उत्पत्ति की चर्चा कर सकेंगे और विभिन्न परमाणु कक्षकों को आरेखित कर सकेंगे;
- तत्वों के विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के भरने के क्रम की व्याख्या कर सकेंगे;
- आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों वाले तत्वों के स्थायित्व की चर्चा कर सकेंगे; और
- किसी तत्व के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को लिख सकेंगे और आवर्त सारणी में उसकी सही स्थिति के बारे में बता सकेंगे।



बोर का सिद्धांत

इकाई की रूपरेखा

- | | |
|--|--|
| 1.1 प्रस्तावना
उद्देश्य | 1.4 हाइड्रोजन परमाणु स्पेक्ट्रम और
बोर का सिद्धांत |
| 1.2 परमाणु के आरंभिक मॉडल :
डाल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड
मॉडल | 1.5 बोर के सिद्धांत की समालोचना
और सीमाएं
सोमरफेल्ड संशोधन |
| 1.3 बोर का परमाणु मॉडल
कक्षाओं की त्रिज्या की गणना
कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा | 1.6 सारांश
1.7 अंत में कुछ प्रश्न
1.8 उत्तर |

1.1 प्रस्तावना

यह “परमाणु संरचना” के प्रथम खंड की पहली इकाई है। यहां हम मुख्यतः परमाणु की संरचना से संबंधित आरंभिक धारणाओं और प्रस्तावित मॉडलों पर अपना ध्यान केंद्रित करेंगे। हम इस इकाई के प्रारंभ में डाल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तावित परमाणु के मॉडलों के बारे में संक्षिप्त चर्चा करेंगे ताकि आप इन मॉडलों के बारे में आपकी पुरानी कक्षाओं में प्राप्त की गई जानकारी को फिर से दोहरा सकें।

फिर उसके बाद बोर द्वारा प्रस्तावित मॉडल का विस्तार से वर्णन किया जाएगा। यहां हम किसी विशिष्ट कक्षा में इलेक्ट्रॉन की उस कक्षा में त्रिज्या और ऊर्जा का परिकलन भी करेंगे। आपको परमाणु स्पेक्ट्रम के बारे में मूल बातों की जानकारी भी दी जाएगी ताकि आप यह समझ सकें कि किस प्रकार हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम की व्याख्या बोर के सिद्धांत के अनुसार की जा सकी। उसके बाद हम बोर के सिद्धांत की समालोचना करेंगे जिसमें उसकी सफलताओं और सीमाओं के बारे में विवरण दिया जाएगा। अंत में, सोमरफेल्ड द्वारा दिए गए बोर सिद्धांत में समाशोधन के बारे में वर्णन किया जाएगा।

उद्देश्य

इस इकाई का अध्ययन करने के बाद, आप :

- ❖ डाल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तावित परमाणु की संरचना के आरंभिक मॉडलों की व्याख्या कर सकेंगे;

- ❖ बोर के सिद्धांत के अभिगृहीतों की सूची बना सकेंगे;
- ❖ हाइड्रोजन परमाणु की त्रिज्या के परिकलन में उपयोगी समीकरण को व्युत्पन्न कर सकेंगे;
- ❖ किसी कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा परिकलित कर सकेंगे;
- ❖ परमाणु स्पेक्ट्रम की मूल बातों का वर्णन कर सकेंगे,
- ❖ बोर के सिद्धांत द्वारा हाइड्रोजन के परमाण्विक स्पेक्ट्रम की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ बोर सिद्धांत की सफलताओं और सीमाओं का आलोचनात्मक विश्लेषण कर सकेंगे; और
- ❖ परमाणु स्पेक्ट्रम सिद्धांत की व्याख्या करने के लिए बोर के सिद्धांत में संशोधन का विवरण दे सकेंगे।



जॉन डॉल्टन
(6 सितम्बर 1966-
27 जुलाई 1844)

वे इंग्लैण्ड के एक भौतिकविद् और रासायनिक वैज्ञानिक थे जिन्होंने आधुनिक परमाणु सिद्धांत के विकास में महत्वपूर्ण कार्य किया।



सर जे.जे. टॉमसन
(18 दिसम्बर 1856-
30 अगस्त 1940)

वे इंग्लैण्ड के एक भौतिकविद् थे और उन्हें सन् 1906 में नोबेल पुरस्कार प्रदान किया गया।

1.2 परमाणु के आरंभिक मॉडल : डॉल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड मॉडल

यूनान के दार्शनिकों ल्यूसीपस और डेमोक्रेटस (ईसा पूर्व 400) के अनुसार द्रव्य के लगातार प्रविभाजन से अन्ततः परमाणु प्राप्त होंगे जिनको और छोटे टुकड़ों में विभाजित करना असंभव हो जाएगा। परमाणु (atom) शब्द की उत्पत्ति यूनानी शब्द "एटमस" (atomos) से हुई है, जिसका अर्थ है न कटने योग्य अथवा अभाज्य। अब हम डॉल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तावित मॉडलों के बारे में बताएंगे।

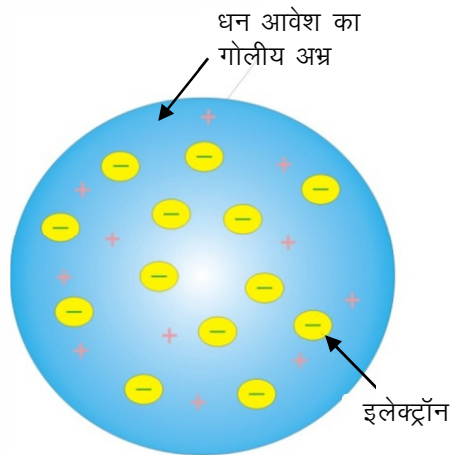
सन् 1808 में डॉल्टन ने डेमोक्रेटस के विचारों के आधार पर परमाणु सिद्धांत प्रस्तुत किया, जिससे रासायनिक संयोजन के नियमों की व्याख्या संभव हो सकी। डॉल्टन के परमाणु सिद्धांत के अभिगृहीत इस प्रकार हैं :

1. द्रव्य अत्यन्त छोटे आभाज्य कणों से बना होता है जिन्हें परमाणु कहते हैं।
2. किसी तत्व के सभी परमाणु एक समान होते हैं।
3. भिन्न तत्वों के परमाणुओं के भिन्न द्रव्यमान होते हैं।
4. एक से अधिक तत्वों के विशिष्ट संयोजन से यौगिक बनते हैं।
5. किसी रासायनिक अभिक्रिया में परमाणु न तो बनते हैं और न नष्ट होते हैं परन्तु यह अपना स्थान बदलकर नए पदार्थों को बनाते हैं।

अतः डॉल्टन के परमाणु सिद्धांत ने यह सुझाया कि परमाणु अविभाज्य होते हैं। परन्तु अवपरमाण्विक कणों जैसे इलेक्ट्रॉन की खोज के कारण इस सिद्धांत को संशोधित करने की आवश्यकता हुई।

टॉमसन ने सन् 1904 में परमाणु का एक मॉडल प्रस्तुत किया। यह मॉडल "प्लम पुडिंग" (plum pudding) के नाम से जाना जाता है। इसे चित्र 1.1 में दिखाया गया है।

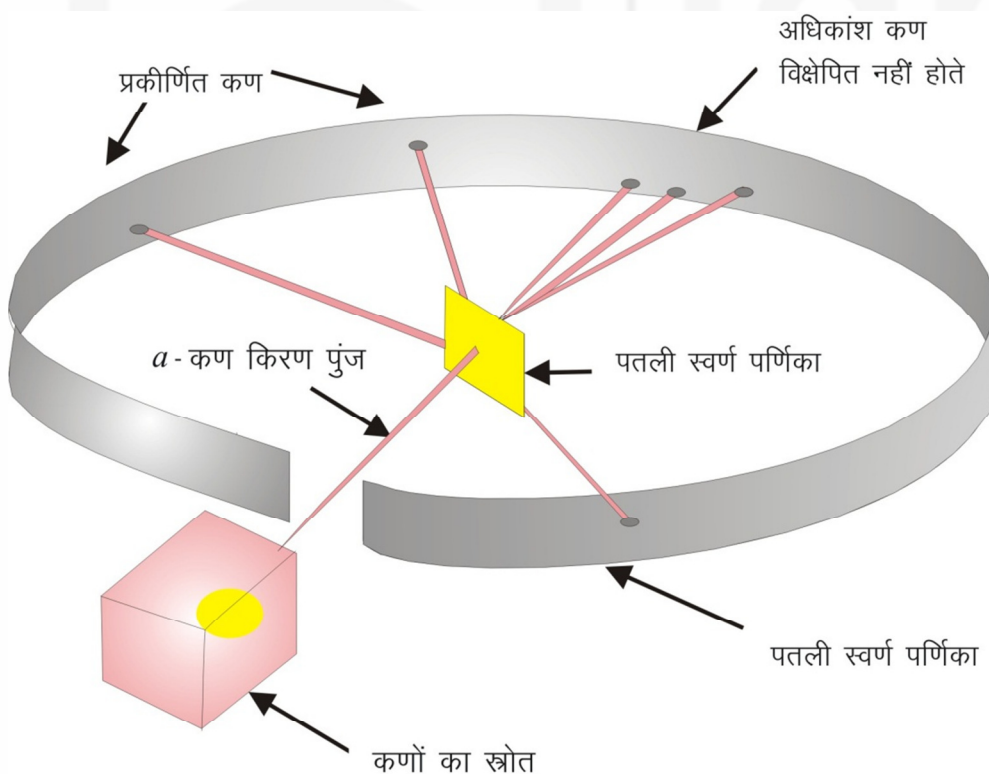
उन्होंने परमाणु को एक समान धन आवेशित लगभग 10^{-8} सेंटीमीटर त्रिज्या के गोले के रूप में माना तथा उन्होंने कहा कि परमाणु में इलेक्ट्रॉन अंतः स्थापित अथवा समान रूप से वितरित रहते हैं, जिससे परमाणु की सबसे स्थायी स्थिरवैद्युत् (electrostatic) व्यवस्था हो सके।



टॉमसन ने परमाणु की तुलना पुडिंग से की जिसमें कि थोड़े सूखे अंगूर हों।

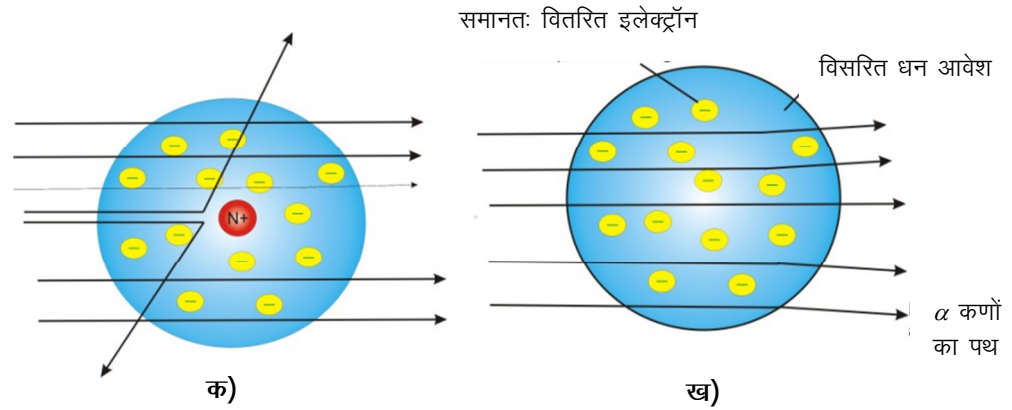
चित्र 1.1: टॉमसन का 'प्लम पुडिंग मॉडल'।

परमाणु के इस मॉडल के आधार पर गीगर और मार्सडन (1909) द्वारा स्वर्ण पर्णिका (gold foil) से अल्फा कणों के प्रकीर्णन (scattering) की व्याख्या नहीं की जा सकी, चित्र 1.2 देखें।



चित्र 1.2: गीगर और मार्सडन का अल्फा किरणों का प्रयोग।

स्वर्ण पर्णिका से जब अल्फा कण टकराते हैं तो उनमें से कुछ स्रोत की ओर लौट आते हैं और दूसरे अन्य दिशाओं में विक्षेपित हो जाते हैं (चित्र 1.3 क)। एक समान धन आवेशित गोले का अर्थ होगा कि अल्फा कणों को गमन मार्ग से आहिस्ता-आहिस्ता विक्षेपित होना चाहिए, न कि इनका स्वर्ण पर्णिका से प्रकीर्णन, चित्र 1.3 ख) देखें।

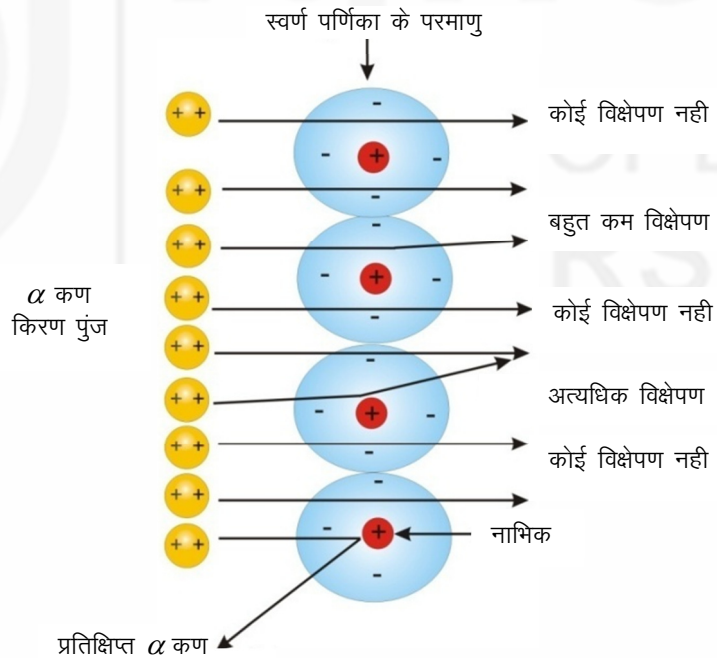


चित्र 1.3: गीगर और मार्सडन का अल्फा किरणों का प्रयोग; क) प्रदर्शित परिणाम और ख) प्रयोग से अपेक्षित परिणाम। वक्रित रेखाएं अल्फा किरणों के विक्षेपित पथ को दर्शाती हैं जबकि सीधी रेखाएं यह दर्शाती हैं कि अल्फा कणों का पथ विचलित नहीं हुआ है।

रदरफोर्ड (1911) ने स्वर्ण पर्णिका से अल्फा कणों के प्रकीर्णन के आधार पर परमाणु का एक दूसरा मॉडल सुझाया, जिसमें धन आवेश और द्रव्यमान को परमाणु के केन्द्र में अत्यंत सूक्ष्म स्थान में केन्द्रित माना गया था। यह स्थान समस्त परमाणु की तुलना में अत्यंत सूक्ष्म था। परमाणु के इस मॉडल को नाभिकीय मॉडल (nuclear model) का नाम दिया गया, जिसमें परमाणु का केन्द्रीय भाग नाभिक था और उसके चारों ओर ऋण कण इलेक्ट्रॉन थे। नाभिक, धन आवेश और द्रव्यमान की व्याख्या करता है। इससे अल्फा कण प्रयोग के प्रदर्शित परिणामों जिन्हें चित्र 1.3 क) में दिखाया गया है, की व्याख्या की जा सकी। अतः वे अल्फा कण जो नाभिक के बहुत पास से गुजरते हैं उनका विक्षेपण बहुत अधिक कोनों पर होता है परन्तु अन्य अल्फा कणों का विक्षेपण बहुत कम होता है, चित्र 1.4 देखें।

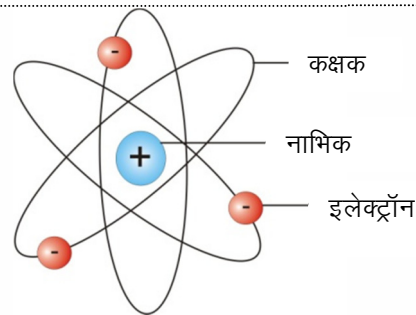
सोने की पतली चादर से अल्फा कणों का छितर कर वापस आना रदरफोर्ड के लिए विस्मय की घटना थी। उनके अनुसार उनके जीवन काल की यह एक अविष्वसनीय घटना थी। यह ठीक ऐसी घटना थी जैसे 15 इंच आकार की गोली एक कागज़ पर चलाई जाये और गोली कागज़ से टकराकर आप की तरफ ही लौट आयें।

यदि नाभिक का आकार एक टेनिस बाल के बराबर मान लिया जाये तो परमाणु का व्यास एक मील से अधिक होगा।



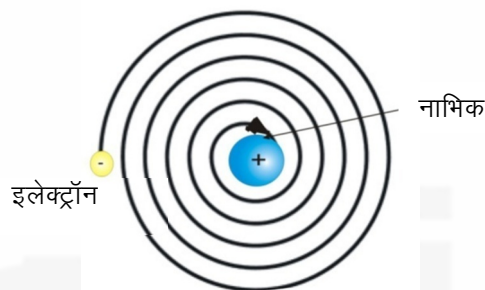
चित्र 1.4: नाभिक से दूर गुजरने वाले अल्फा कणों की तुलना में नाभिक के पास से गुजरने वाले अल्फा कणों का अधिक विक्षेपण।

इस तथ्य के समर्थन में कि स्थिर वैद्युत-आकर्षण बल (electrostatic force) के फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन नाभिक में न गिरें, रदरफोर्ड ने अपने इस मॉडल में इलेक्ट्रॉनों को नाभिक के चारों ओर घूमते हुए इस प्रकार मानना आवश्यक समझा जिस प्रकार ग्रह सूर्य के चारों ओर घूमते हैं, देखें चित्र 1.5।



चित्र 1.5: रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल।

इस प्रकार की अवधारणा से भ्रांति पैदा होती है क्योंकि क्लासिकी विद्युत-चुम्बकीय सिद्धांत (electromagnetic theory) के आधार पर एक परिक्रमण करते इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा का निरंतर विकिरण होना चाहिए। इस ऊर्जा क्षय के कारण इलेक्ट्रॉन नाभिक के समीप आता जायेगा और अंततः नाभिक में गिर जाना चाहिए जैसा कि नीचे चित्र 1.6 में दिखाया गया है।



चित्र 1.6: रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तावित प्लेनेटरी (ग्रहों जैसा) मॉडल।

परन्तु आप जानते हैं परमाणु स्थायी होते हैं और ऊपर दिखाए प्रकार से इलेक्ट्रॉन नाभिक में नहीं गिरते हैं। अगले दो सालों की अवधि में नील बोर ने परमाणु का एक अधिक परिष्कृत सिद्धांत प्रस्तुत किया। बोर के सिद्धांत का अध्ययन करने से पहले, निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

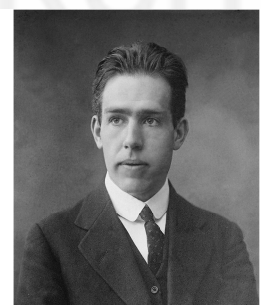
बोध प्रश्न 1

टॉमसन और रदरफोर्ड द्वारा प्रस्तावित परमाणु मॉडलों में क्या अंतर है?

1.3 बोर का परमाणु मॉडल

हाइड्रोजन परमाणु के स्थायित्व और उसके स्पेक्ट्रम की व्याख्या करने के लिए सन् 1913 में डेनमार्क के भौतिक शास्त्री नील बोर ने एक परमाणु मॉडल सुझाया जो कि रदरफोर्ड मॉडल का परिष्कृत रूप था। बोर का सिद्धांत निम्नलिखित अभिगृहीतों (postulates) पर आधारित था :

- एक इलेक्ट्रॉन किसी निश्चित कोणीय संवेग (angular momentum) और ऊर्जा वाली कक्षा में ही रह सकता है। प्रत्येक कक्षा को स्थायी अवस्था (stationary state) कहते हैं।
- जब इलेक्ट्रॉन किसी अनुमत कक्षा (allowed orbit) या स्थायी अवस्था में होता है, तब इससे ऊर्जा का विकिरण नहीं होता।



नील बोर
(7 अक्टूबर 1885-
18 नवम्बर 1962)

नील बोर ने परमाणु का मॉडल सुझाने में मैक्स प्लांक द्वारा सन् 1900 में प्रस्तावित क्वांटम सिद्धांत का प्रयोग किया।

- iii) किसी कक्षा में इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $mvr, \frac{h}{2\pi}$ इकाई (unit) का पूर्णांक गुणक होता है।

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \dots(1.1)$$

यहाँ m और v इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान और वेग हैं, r कक्षा की त्रिज्या है तथा n एक पूर्णांक है जिसे **मुख्य क्वांटम संख्या** (principal quantum number) कहते हैं। n के मान यानि 1,2,3,4..... के आधार पर कक्षाओं या कोशों को K,L,M,N..... आदि द्वारा निरूपित किया जाता है। जिस समय यह विचारधारा प्रस्तावित की गई थी तब कोणीय संवेग के क्वांटीकरण का कोई कारण नहीं था। आपने भाग 1.6 में देखा कि h का मात्रक कोणीय संवेग के समान मात्रक (किलोग्राम मीटर² सेकंड⁻¹) होता है।

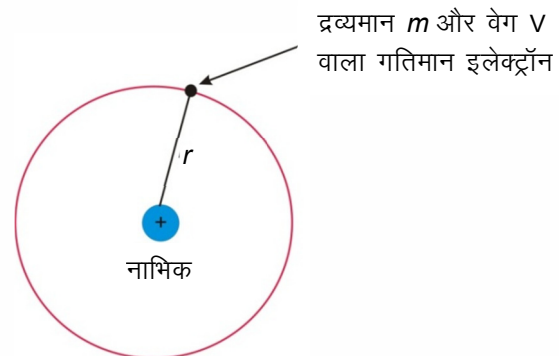
- iv) प्रत्येक स्पेक्ट्रमी रेखा एक अकेले इलेक्ट्रॉन द्वारा पैदा होती है। जब इलेक्ट्रॉन एक कक्षा से दूसरी कक्षा में कूदता है, तब एक विशिष्ट आवृत्ति का विकिरण उत्सर्जित या अवशोषित होता है, जिससे विशिष्ट स्पेक्ट्रमी रेखा बनती है। इस स्पेक्ट्रमी रेखा की आवृत्ति, प्रारंभिक ऊर्जा और अंतिम ऊर्जा स्तर के अंतर, ΔE से निम्न समीकरण द्वारा संबंधित है :

$$\Delta E = h\nu = hc\bar{\nu} \quad \dots(1.2)$$

ऊपर दिए गए अभीगृहीतों का प्रयोग करके बोर, हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्या, इलेक्ट्रॉन की उनकी कक्षाओं में ऊर्जा और स्पेक्ट्रमी रेखाओं की आवृत्ति की गणना करने में सफल रहा। इनकी नीचे विस्तार में चर्चा की गई है।

1.3.1 कक्षाओं की त्रिज्या की गणना

बोर के परमाणु मॉडल में $-e$ आवेश और m द्रव्यमान के एक इलेक्ट्रॉन को $+Ze$ आवेश वाले नाभिक के चारों ओर v वेग से r त्रिज्या वाली स्थायी कक्षा में घूमते हुए माना गया है (चित्र 1.7)। नाभिकीय आवेश $+Ze$ इसलिए लिया गया है क्योंकि नाभिक में $+e$ आवेश वाले Z प्रोटॉन होते हैं।



चित्र 1.7: हाइड्रोजन परमाणु के लिए बोर मॉडल। नाभिक से त्रिज्या r वाले कक्षा में द्रव्यमान m वाला इलेक्ट्रॉन v वेग से घूमता है।

यांत्रिक स्थिरता लाने के लिए, इलेक्ट्रॉन और नाभिक के बीच के विद्युत आकर्षण बल, f_a , तथा विपरीत दिशा में कार्य कर रहा अपकेन्द्र बल, f_c , आपस में बराबर होने चाहिए।

$$\text{अर्थात् } f_a = -f_c \quad \dots(1.3)$$

समीकरण 1.3 में ऋणात्मक चिन्ह यह दर्शाता है कि एक बल दूसरे बल की विपरीत दिशा में है। विद्युत आकर्षण बल, f_a , आवेशों $-e$ और $+Ze$ के गुणनफल के समानुपाती होता है तथा नाभिक और इलेक्ट्रॉन के बीच के दूरी के वर्ग, r^2 , के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$$f_a \propto \frac{(-e)(+Ze)}{r^2}$$

$$\text{अर्थात् } f_a = \frac{-Ze^2}{(4\pi \epsilon_0)r^2} \quad \dots(1.4)$$

यहाँ $(4\pi \epsilon_0)^{-1}$ SI मात्रकों में अनुपातिक स्थिरांक है। पद ϵ_0 निर्वात में विद्युतशीलता (permittivity in vacuum) प्रदर्शित करता है तथा यह 8.854×10^{-12} कूलॉम² न्यूटन⁻¹ मीटर⁻² के बराबर होता है। e और r पदों के मात्रक क्रमशः कूलॉम (c) और मीटर (m) हैं, जबकि Z का कोई मात्रक नहीं है।

ϵ_0 को 'एप्सिलॉन जीरो (epsilon zero)' पुकारा जाता है।

f_a का मात्रक = $\frac{-Ze^2}{4\pi \epsilon_0 r^2}$
का मात्रक π और Z की कोई मात्रक नहीं होता।

f_a का मात्रक

$$\frac{C^2}{C^2 N^{-1} m^{-2} m^2} = N$$

अपकेन्द्र बल,

$$f_c = \frac{mv^2}{r} \quad \dots(1.5)$$

समीकरण 1.3 में समीकरण 1.4 और 1.5 को रखने पर

$$\begin{aligned} \frac{-Ze^2}{4\pi \epsilon_0 r^2} &= \frac{-mv^2}{r} \\ mv^2 &= \frac{Ze^2}{4\pi \epsilon_0 r} \end{aligned} \quad \dots(1.6)$$

समीकरण 1.1 को पुनर्व्यवस्थित कर हम लिख सकते हैं,

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

दोनों ओर वर्ग लेने पर,

$$v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 r^2}$$

दोनों तरफ m से गुणा करने पर

$$mv^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m r^2} \quad \dots(1.7)$$

समीकरण 1.7 में समीकरण 1.6 रखने पर हमें निम्नलिखित समीकरण प्राप्त होता है,

$$\begin{aligned} \frac{Ze^2}{4\pi \epsilon_0 r} &= \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m r^2} \\ r &= \frac{n^2 \epsilon_0 h^2}{\pi m Ze^2} \end{aligned} \quad \dots(1.8)$$

$$\frac{1 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2} \text{ J}^2 \text{ s}^2}{\text{kg}}$$

यहां

$$1 \text{ N} = 1 \text{ kg m s}^{-2}$$

और

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

को ऊपर दिए गए समीकरण में रखने पर निम्नलिखित प्राप्त होता है

$$= \frac{\text{m}^{-2} (\text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}) \cdot \text{s}^2}{\text{kg m s}^{-2} \cdot \text{kg}}$$

$$= \frac{\text{m}^{-2} \text{ kg}^2 \text{ m}^4 \text{ s}^{-4} \cdot \text{s}^2}{\text{kg m s}^{-2} \cdot \text{kg}}$$

$$= 1 \text{ m}$$

परमाणुओं में कक्षा की त्रिज्या व्यक्त करने के लिए पीकोमीटर (pm) एक सुविधाजनक मात्रक है।

हाइड्रोजन परमाणु की प्रथम कक्षा की त्रिज्या a_0 , को **बोर त्रिज्या**, कहते हैं।

विभिन्न n के मानों वाली कक्षाओं की त्रिज्या की गणना समीकरण 1.8 द्वारा की जा सकती है। उदाहरण के लिए हम हाइड्रोजन परमाणु ($n = 1, Z = 1$) के पहले बोर कोश की त्रिज्या (r_1) ज्ञात करते हैं।

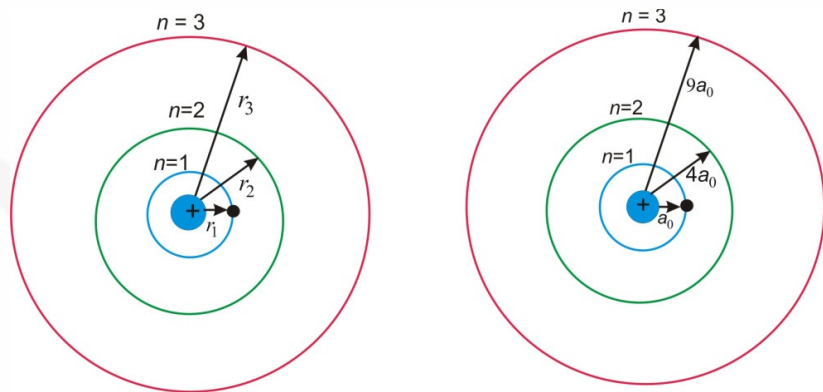
$$r_1 = \frac{1^2 \times 8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2} \times (6.636 \times 10^{-34} \text{ Js})^2}{3.142 \times 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 1 \times (1.602 \times 10^{-19} \text{ C})^2}$$

$$= 53 \times 10^{-12} \text{ m} = 53 \text{ pm}$$

इस मान को समीकरण 1.8 में प्रयोग करके हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्या ज्ञात करने का सामान्य व्यंजक नीचे दिया गया है।

$$r = 53 n^2 \text{ pm} \quad \dots(1.9)$$

समीकरण 1.8 में आप यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि हाइड्रोजन परमाणु में किसी विशिष्ट कक्षा की त्रिज्या इसकी मुख्य क्वांटम संख्या के वर्ग के मान के समानुपाती होती है। इसे चित्र 1.8 में दर्शाया गया है।



$$r_n = n^2 a_0$$

जहाँ $n=1, 2, 3, \dots$

चित्र 1.8: हाइड्रोजन परमाणु में कक्षाओं की त्रिज्या n^2 के मानों के समानुपाती होती है। यहां केवल पहली तीन कक्षाओं को दिखाया गया है; $r_1 : r_2 : r_3$ ।

मात्रक पीकोमीटर (pm) द्वारा परमाणु कक्षा की त्रिज्या को आसानी से अभिव्यक्त किया जा सकता है।

निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 2

हाइड्रोजन परमाणु की दूसरी कक्षा की त्रिज्या की गणना कीजिए।

1.3.2 कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा

n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा, E_n इसकी स्थितिज ऊर्जा (potential energy या P.E.) और गतिज ऊर्जा (kinetic energy या K.E.) के योग के बराबर होती है।

$$\text{अर्थात् } E_n = \text{स्थितिज ऊर्जा (P.E.)} + \text{गतिज ऊर्जा (K.E.)} \quad \dots(1.10)$$

किसी इलेक्ट्रॉन को उसकी साम्य दूरी r से अनंत (∞) तक ले जाने में किये गये कार्य को इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा कहते हैं। समीकरण 1.4 के अनुसार इलेक्ट्रॉन और नाभिक के बीच में कूलॉम बल, $f_a = \frac{-Ze^2}{(4\pi\epsilon_0)r^2}$ के बराबर होता है। अतः स्थितिज ऊर्जा की गणना निम्नलिखित प्रकार से की जा सकती है :

$$\begin{aligned}\text{स्थितिज ऊर्जा} &= \int_r^\infty f_a \cdot dr \\ &= \int_r^\infty \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \cdot dr \\ &= \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0} \int_r^\infty \frac{dr}{r^2} \\ &= \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0} \left[\frac{1}{r} \right]_r^\infty\end{aligned}$$

$$\text{स्थितिज ऊर्जा} = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

गतिज ऊर्जा को हम निम्नलिखित प्रकार से लिख सकते हैं:

$$\text{गतिज ऊर्जा} = \frac{mv^2}{2}$$

समीकरण 1.10 में स्थितिज ऊर्जा और गतिज ऊर्जा का मान विस्थापित करने पर हमें निम्नलिखित समीकरण प्राप्त होता है,

$$E_n = \frac{mv^2}{2} - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \dots(1.11)$$

समीकरण 1.6 से हमें ज्ञात है कि

$$\frac{mv^2}{2} = \frac{Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad \dots(1.12)$$

समीकरण 1.12 को समीकरण 1.11 में रखने पर

$$\begin{aligned}E_n &= \frac{Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r} - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \\ &= \frac{-Ze^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad \dots(1.13)\end{aligned}$$

समीकरण 1.8 से r का मान रखने पर

$$E_n = \frac{-Ze^2}{8\pi\epsilon_0} \cdot \frac{\pi m Ze^2}{n^2 \epsilon_0 h^2}$$

E_n के मात्रकों के लिए

$$\begin{aligned}& \frac{\text{C}^4 \text{ kg}}{(\text{C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2})^2 \cdot (\text{Js})^2} \\ &= \frac{\text{kg}}{\text{N}^2 \text{ m}^{-4} \cdot \text{J}^2 \text{ s}^2} \\ &= \frac{\text{kg}}{(\text{kg m s}^{-2})^2 \text{ m}^{-4} \text{ J}^2 \text{ s}^2} \\ &= \frac{\text{kg} \cdot (\text{kg m s}^{-2})^2 \cdot \text{m}^4}{\text{J}^2 \text{ s}^2} \\ &= \frac{\text{kg} \cdot \text{kg}^2 \text{ m}^2 \text{ s}^{-4} \cdot \text{m}^4}{\text{J}^2 \text{ s}^2} \\ &= \frac{\text{kg} \cdot \text{kg}^2 \text{ m}^6 \text{ s}^{-6}}{\text{J}^2} \\ &= \frac{\text{kg}^3 \text{ m}^6 \text{ s}^{-6}}{\text{J}^2} \\ &= \frac{\text{J}^3}{\text{J}^2} \\ &= \text{J}\end{aligned}$$

$$= \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2} \quad \dots(1.14)$$

यहाँ ऋणात्मक चिह्न इस तथ्य को प्रदर्शित करता है कि नाभिक और इलेक्ट्रॉन के बीच में आकर्षण होता है। अतः इलेक्ट्रॉन को नाभिक से साम्य दूरी r से अधिक दूर ले जाने के लिए ऊर्जा की आवश्यकता होगी।

समीकरण 1.14 में e, m, ϵ_0 और h का मान रखने पर हाइड्रोजन परमाणु की n वीं कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा प्राप्त की जा सकती है।

$$E_n = \frac{-1^2 \times (1.602 \times 10^{-19} \text{ C})^4 \times 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}}{8 \times (8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2})^2 \times (6.626 \times 10^{-34} \text{ J s})^2 \times n^2}$$

$$E_n = \frac{-2.178 \times 10^{-18}}{n^2} \text{ J} \quad \dots(1.15)$$

आपको यह याद होना चाहिए कि हाइड्रोजन परमाणु के लिए Z का मान 1 होता है। पहली कक्षा ($n = 1$) में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा -2.178×10^{-18} जूल के बराबर होगी। समीकरण 1.14 से यह स्पष्ट है कि E_n और n^2 इस समीकरण द्वारा आपस में संबंधित हैं तथा n के बढ़ने के साथ-साथ ऊर्जा भी बढ़ती है। यह सारणी 1.1 में दिखाया गया है।

सारणी 1.1: n के मानों के साथ ऊर्जा परिवर्तन

n	$\frac{E_n}{\text{J}} = \frac{-2.178 \times 10^{-18}}{n^2}$	$\frac{E_n - E_{n-1}}{\text{J}}$
1	-2.178×10^{-18}	—
2	-5.445×10^{-19}	1.634×10^{-18}
3	-2.42×10^{-19}	3.025×10^{-19}
4	-1.361×10^{-19}	1.059×10^{-19}
5	-8.712×10^{-20}	4.898×10^{-20}

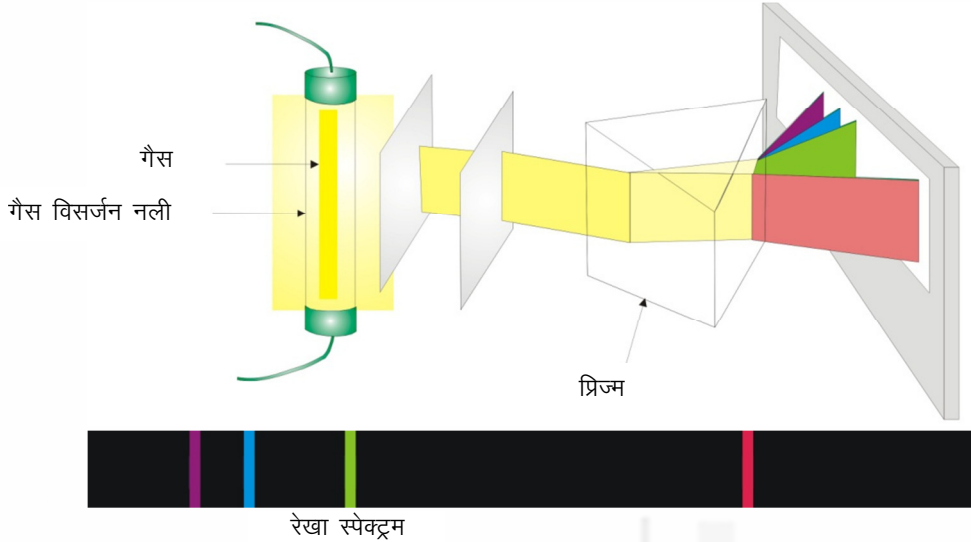
सारणी 1.1 में ऊर्जा मानों का उत्तरोत्तर कम होना यह प्रदर्शित करता है कि किस प्रकार ऊर्जा स्तर उत्तरोत्तर पास-पास होते हैं। निम्न n मानों पर ऊर्जा स्तर विविक्त रूप से अलग होते हैं। लेकिन जैसे-जैसे n का मान बढ़ता है वैसे-वैसे ऊर्जा स्तरों में अंतर कम होता जाता है। इसे ऊर्जा स्तरों का अभिसारित होना कहते हैं। इस नियम द्वारा आपको अगले भाग में दिए गए हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रा को समझने में सहायता मिलेगी। लेकिन अगले भाग को पढ़ने से पहले क्यों न आप निम्न बोध प्रश्न को हल करने की कोशिश करें?

बोध प्रश्न 3

$n = \infty$ के लिए हाइड्रोजन की ऊर्जा का मान क्या होगा?

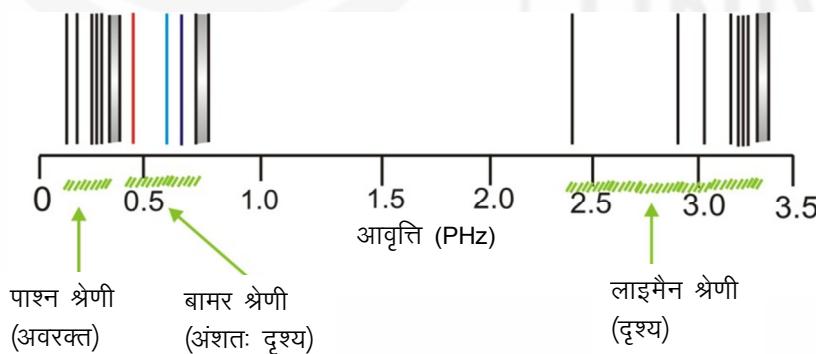
1.4 हाइड्रोजन का परमाणु स्पेक्ट्रम और बोर का सिद्धांत

आइए सबसे पहले यह समझें कि परमाणु स्पेक्ट्रम क्या होता है? जब गैसों या पदार्थों की वाष्प को विद्युत आर्क या बुनसन लौ में गर्म किया जाता है तो प्रकाश उत्सर्जित होता है। इस प्रकाश की एक किरण को यदि किसी प्रिज्म में से गुजारा जाए तो रेखा स्पेक्ट्रम (line spectrum) प्राप्त होता है, (चित्र 1.9)।



चित्र 1.9: रेखा स्पेक्ट्रम।

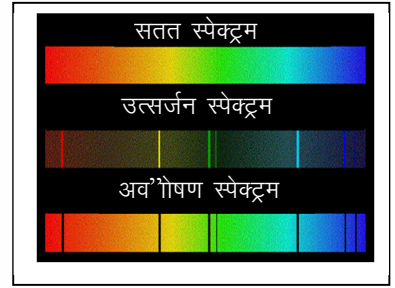
इस प्रकार के स्पेक्ट्रम में सीमित रंगीन रेखाएं होती हैं, जिनकी विभिन्न तरंग दैर्ध्य होती हैं। प्रत्येक तत्व का अपना अद्वितीय स्पेक्ट्रम होता है। ध्यानपूर्वक किए गए परीक्षणों से यह पाया गया कि तत्वों के स्पेक्ट्रा में निम्न आवृत्तियों पर स्पेक्ट्रमी रेखाएं विविक्त (discrete) रूप में होती हैं, जबकि उच्च आवृत्तियों पर संतत स्पेक्ट्रा (continuous spectrum) या सांतत्यक प्राप्त होता है। हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम के एक हिस्से को ध्यान से देखने पर यह पता चलता है कि इसमें रेखाओं के तीन अलग-अलग समूह होते हैं, देखें चित्र 1.10।



चित्र 1.10: हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में तीन श्रेणियों की कुछ विविक्त रेखाओं के बाद सांतत्यक दिखाया गया है।

इनमें से एक समूह दृश्य क्षेत्र में होता है, जिसका आविष्कार सन् 1885 में बामर नाम वैज्ञानिक ने किया था, देखें चित्र 1.10। इस समूह की रेखाओं को बामर श्रेणी (Balmer series) कहते हैं। इस श्रेणी का गणितीय संबंध समीकरण 1.16 में दिखाया गया है।

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \dots(1.16)$$



किसी पदार्थ में बहुत कम मात्रा में तत्वों का पता लगाने के लिए आण्विक अवशोषण स्पेक्ट्रमी प्रयोग की जाती है।

परमाणुओं में केवल इलेक्ट्रॉनों के संक्रमण होते हैं अतः स्पेक्ट्रम काफी सरल होता है; जिसमें इलेक्ट्रॉनिक स्पेक्ट्रमी रेखाएं होती हैं। अणुओं के इलेक्ट्रॉनिक संक्रमणों के साथ-साथ कम्पन और घूर्णन ऊर्जा स्तरों में भी संक्रमण होते हैं और इस कारण अणुओं के स्पेक्ट्रम जटिल होते हैं। इनमें रेखाओं के समूह होते हैं और वे बैंड की तरह दिखते हैं, अतः ये बैंड स्पेक्ट्रम कहलाते हैं।

रिडबर्ग के आगे के कार्यों से यह स्पष्ट हुआ है कि क्षारीय धातुओं के स्पेक्ट्रा को भी विभिन्न स्पेक्ट्रस श्रेणियों में वर्गीकृत किया जा सकता है। इनमें से प्रत्येक श्रेणी को निम्नलिखित सूत्र द्वारा दर्शाया जा सकता है :

$$\bar{\nu} = \bar{\nu}_{\infty} - \frac{R}{(n-d)^2} \quad \dots(1.17)$$

इस सूत्र में n एक पूर्णांक है और d एक स्थिरांक। रिडबर्ग स्थिरांक, R , का मान सभी तत्वों के लिए वही रहता है जो पहले दिया जा चुका है। यह स्थिरांक विभिन्न तत्वों के स्पेक्ट्रमों के लिए कड़ी का कार्य करता है।

इस समीकरण में R एक स्थिरांक है, जिसे रिडबर्ग स्थिरांक (Rydberg constant) कहते हैं। इसका मान $1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ होता है। n एक पूर्णांक है, जिसका मान 3, 4 आदि हो सकता है।

आप चित्र 1.10 से देख सकते हैं कि बामर श्रेणी में बहुत सारी स्पेक्ट्रमी रेखाएं हैं, जिनके बीच की दूरी आवृत्ति बढ़ने के साथ-साथ कम होती जाती है। बहुत अधिक आवृत्ति पर स्पेक्ट्रमी रेखाएं अभिसारित होकर संतत स्पेक्ट्रम देती हैं। दो और श्रेणियाँ, जिन्हें लाइमैन और पाशन श्रेणियाँ कहते हैं, इसी प्रकार की रूपरेखा प्रस्तुत करती हैं और क्रमशः पराबैंगनी और अवरक्त क्षेत्रों में स्पेक्ट्रमी रेखाएं देती हैं।

रिट्ज़ (1908) ने प्रयोग से यह प्रदर्शित किया है कि किसी भी स्पेक्ट्रम में प्रेक्षित स्पेक्ट्रम रेखाओं की तरंग संख्याओं को दो पदों (cm^{-1}) में व्यक्त) के अंतर के रूप में लिखा जा सकता है। इसे रिट्ज़ का पदसंयोग सिद्धांत (combination principle) कहते हैं। हाइड्रोजन के मामले में नई स्पेक्ट्रमी श्रेणियों की आवृत्तियाँ निम्नलिखित सूत्र से दी गई हैं :

$$\bar{\nu} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \dots(1.18)$$

यहाँ m और n पूर्णांक हैं और किसी भी स्पेक्ट्रमी श्रेणी के लिए m का मान स्थिर रहता है। यह सिद्धांत लाइमैन और पाशन श्रेणियों के लिए भी लागू होता है।

क्लासिकी भौतिकी, विभिन्न स्पेक्ट्रमी श्रेणियों की उपस्थिति की व्याख्या करने में असफल रही जिनमें प्रत्येक स्पेक्ट्रमी श्रेणी में कम आवृत्तियों पर विविक्त स्पेक्ट्रमी रेखाएं (discrete spectral lines) और उच्च आवृत्तियों पर संतत स्पेक्ट्रम प्रदर्शित होता है। क्लासिकी भौतिकी के आधार पर पूरा स्पेक्ट्रम संतत बैंड की तरह प्रदर्शित होना चाहिए। अब हम देखेंगे कि किस प्रकार बोर ने इन प्रेक्षणों की व्याख्या करने में कुछ सफलता प्राप्त की।

बोर का सिद्धांत हाइड्रोजन के स्पेक्ट्रम में स्पेक्ट्रमी रेखाओं की आवृत्तियों की गणना करने में काफी सहायक है। मान लीजिए E_1 और E_2 क्रमशः आंतरिक और बाहरी क्वांटम संख्या के मानों, n_1 और n_2 , की ऊर्जा दर्शाते हैं। समीकरण 1.14 को प्रयोग में लाकर हम लिख सकते हैं कि

$$E_1 = \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n_1^2} \quad \dots(1.19)$$

$$E_2 = \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n_2^2} \quad \dots (1.20)$$

जब बाहरी स्तर n_2 से कोई इलेक्ट्रॉन आंतरिक स्तर n_1 में आता है तब उत्सर्जित ऊर्जा को हम निम्नलिखित प्रकार से लिख सकते हैं,

$$E_2 - E_1 = \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

इस अंतर को ΔE से प्रदर्शित करके हम लिख सकते हैं कि,

$$\Delta E = \frac{Z^2 e^2 m}{8 \epsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \dots (1.21)$$

समीकरण 1.12 को समीकरण 1.21 में रखने पर स्पेक्ट्रमी रेखाओं की तरंग संख्याएँ ज्ञात की जा सकती हैं और इन्हें निम्नलिखित समीकरण से दिखा सकते हैं :

$$\bar{\nu} = \frac{\Delta E}{hc} = \frac{Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \dots (1.22)$$

$\frac{Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^3 c}$ पद को हाइड्रोजन परमाणु के लिए रिडबर्ग स्थिरांक (Rydberg constant)

कहा जाता है। इसका मान $1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ मीटर के बराबर होता है तथा इसे R_H चिह्न द्वारा दर्शाया जाता है। अतः हाइड्रोजन के लिए अब निम्नलिखित समीकरण लिखा जा सकता है :

$$\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \dots (1.23)$$

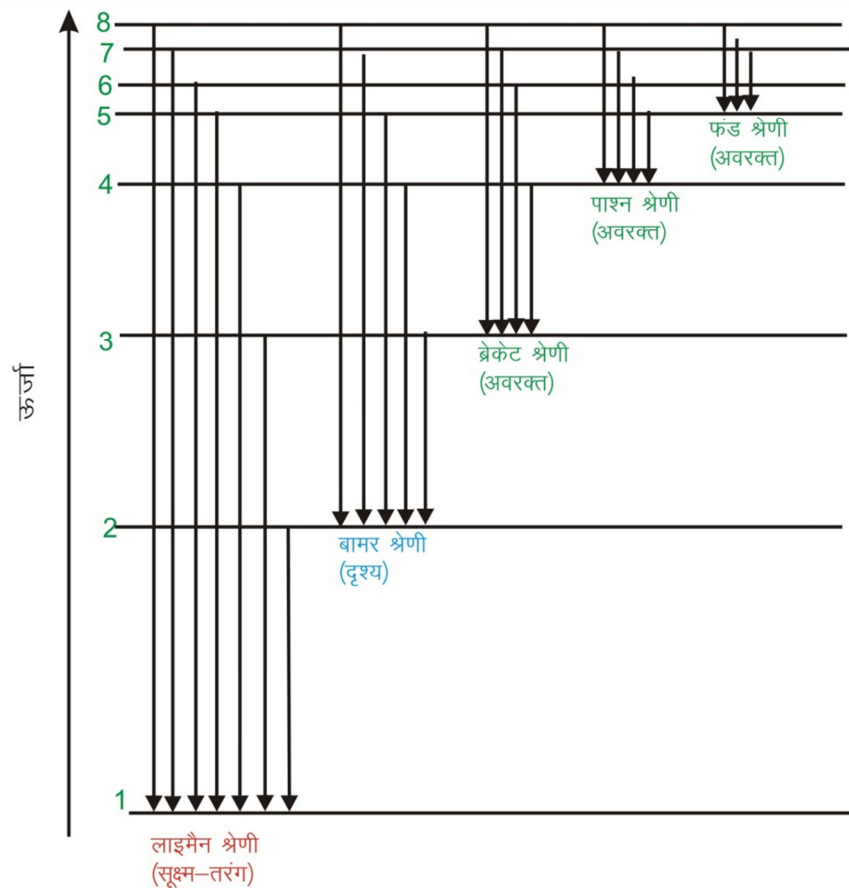
आप देख सकते हैं कि समीकरण 1.23 पहले दिए गए समीकरणों 1.16, 1.17 और 1.18 के जैसा ही है। ऊपर दिए गए व्युत्पन्न में यह माना गया है कि नाभिक, कक्षाओं के केंद्र में स्थित है। सही शब्दों में, नाभिक और इलेक्ट्रॉन, दोनों सामान्य द्रव्यमान केंद्र के चारों ओर घूमते हैं।

समीकरण 1.23 से लाइमैन (Lyman), बामर (Balmer), पाशन (Paschen), ब्रेकेट (Brackett) और फुंट (Pfund) श्रेणियों की स्पेक्ट्रमी रेखाओं की आवृत्ति की गणना की जा सकती है लेकिन बोर ने जब यह सिद्धांत दिया था तब सिर्फ बामर और पाशन श्रेणियाँ ही ज्ञात थीं। हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम की पाँचों श्रेणियों के लिए n_1 और n_2 के मान सारणी 1.2 में दिए गए हैं।

सारणी 1.2: हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में स्पेक्ट्रमी रेखाओं की श्रेणियाँ

श्रेणी का नाम	n_1	n_2	स्पेक्ट्रम क्षेत्र
लाइमैन	1	2,3,4,...	पराबैंगनी
बामर	2	3,4,5,...	दृश्य
पाशन	3	4,5,6,...	अवरक्त
ब्रेकेट	4	5,6,7,...	अवरक्त
फुंट	5	6,7,8,...	अवरक्त

चित्र 1.11 में हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में उपस्थित ऊपर दी गई स्पेक्ट्रमी रेखाओं की श्रेणियों के उत्तरदायी विभिन्न ऊर्जा स्तरों में होने वाले स्पेक्ट्रमी संक्रमणों (spectral transitions) को दिखाया गया है।



चित्र 1.11: हाइड्रोजन परमाणु के परमाणु स्पेक्ट्रम में प्रदर्शित रेखाओं के लिए उत्तरदायी विभिन्न ऊर्जा स्तरों में होने वाले स्पेक्ट्रमी संक्रमण।

चित्र में आप देख सकते हैं कि जैसे-जैसे n का मान बढ़ता है वैसे-वैसे दो लगातार स्तरों के बीच का अन्तराल कम होता जाता है। ऊर्जा स्तरों की अभिसरण प्रकृति के बारे में ऊपर भी बताया जा चुका है। प्रयोगों द्वारा यह पता लगाया जा चुका है कि किसी विशेष श्रेणी उदाहरणतः लाइमैन श्रेणी में निम्न आवृत्तियों पर हाइड्रोजन परमाणु की स्पेक्ट्रमी रेखाएँ अलग-अलग होती हैं तथा आवृत्ति बढ़ने के साथ अभिसारित हो जाती हैं। प्रत्येक अगली रेखा पिछली रेखा के पास आती जाती है। सारणी 1.3 के आखिरी कॉलम में लाइमैन श्रेणियों की पहली चार रेखाओं के अन्तराल से यह स्पष्ट हो जाता है।

सारणी 1.3 : लाइमैन श्रेणी में तरंग संख्या के मान

स्पेक्ट्रमी रेखा की संख्या (n)	n_1	n_2	$\bar{\nu}_n = 1.097 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ m^{-1}	दूरी $(\bar{\nu}_n - \bar{\nu}_{n-1})/\text{m}^{-1}$
1	1	2	8.228×10^6	1.523×10^6
2	1	3	9.751×10^6	
3	1	4	1.028×10^7	5.29×10^5
4	1	5	1.053×10^7	

जैसा कि समीकरण 1.21 यह बताता है कि स्पेक्ट्रमी रेखा की प्रत्येक श्रेणी एक सीमा तक अभिसारित होती है तथा उसके बाद स्पेक्ट्रम संतत हो जाता है। इस बिंदु पर स्पेक्ट्रमी रेखाओं को देने वाला इलेक्ट्रॉन इतनी उच्च ऊर्जा की कक्षा ($n_2 = \infty$) में उत्तेजित हो जाता है कि उस पर नाभिक का कोई प्रभाव नहीं रहता। दूसरे शब्दों में हम कह सकते हैं कि परमाणु अपना इलेक्ट्रॉन खोकर धन आयन बना लेता है।



हाइड्रोजन परमाणु की निम्नतम अवस्था और उत्तेजित अवस्था ($n_2 = \infty$) (जो स्पेक्ट्रमी रेखाओं में अभिसारित सीमा को प्रदर्शित करती है) में ऊर्जा अंतर, हाइड्रोजन परमाणु की आयनन ऊर्जा (ionisation energy) कहलाती है। यहाँ स्मरणीय यह है कि आयनन ऊर्जा इलेक्ट्रॉन को गैस अवस्था में मुक्त करने से संबंधित है। आयनन ऊर्जा के बारे में आप बाद में रसायन विज्ञान के दूसरे पाठ्यक्रम में और विस्तार से पढ़ेंगे।

अतः बोर के सिद्धांत के द्वारा हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में निम्न आवृत्तियों पर विविक्त स्पेक्ट्रमी रेखाओं और उच्च आवृत्तियों पर सतत स्पेक्ट्रम के प्रदर्शित होने की व्याख्या की जा सकी। अब तक इस भाग में आपने जो कुछ पढ़ा है उसको ध्यान में रखकर निम्न बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 4

n_2 के बढ़ने के साथ-साथ स्पेक्ट्रमी आवृत्ति के बढ़ने का क्या कारण है?

1.5 बोर के सिद्धांत की समालोचना और सीमाएं

आइए अब हम देखते हैं कि किस प्रकार बोर का सैद्धांतिक मॉडल निम्नलिखित तथ्यों की व्याख्या करता है :

- हाइड्रोजन का परमाणु स्पेक्ट्रम
- रिडबर्ग नियतांक का मान
- हाइड्रोजन की आयनन ऊर्जा

बोर का सिद्धांत एक परमाण्वीय मॉडल के रूप में उस हद तक सही है जिस हद तक परिणाम हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम से मिलते-जुलते हैं। स्पेक्ट्रमी आवृत्तियों के सैद्धांतिक और प्रयोगात्मक मानों के बीच में समानता इस सिद्धांत की मान्यता का प्रमाण है।

बोर के सिद्धांत से रिडबर्ग नियतांक के मान की गणना भी प्रयोगात्मक मानों से मेल खाती है।

जैसा कि आप जानते हैं कि किसी परमाणु की गैसीय अवस्था में इलेक्ट्रॉन को $n_1 = 1$ अवस्था से अनंत दूरी तक, जहां बाह्यतम स्तर (outermost level) ($n_2 = \infty$) होता है, निकालने में जो ऊर्जा व्यय होती है, वह आयनन ऊर्जा कहलाती है तथा उसकी गणना

स्पेक्ट्रमी अध्ययनों के आधार पर बोर ने एक सैद्धांतिक आवर्त चार्ट बनाया, जो मेंडलीव चार्ट से मेल खाता है। परमाणु स्पेक्ट्रम के आधार पर ही बोर यह पूर्वानुमान करने में सफल रहा कि $Z=72$ वाले तत्व के गुण टाइटेनियम ($Z=22$) तथा ज़िरकोनियम ($Z=40$) जैसे ही हैं। $Z=72$ वाले तत्व को बाद में खोजा गया तथा इसका नाम हैफनियम रखा गया।

समीकरण 1.23 द्वारा की जा सकती है। हाइड्रोजन के लिए है इसलिए आयनन ऊर्जा को तरंग संख्या के रूप में निम्नलिखित रूप से लिख सकते हैं :

$$\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = R_H = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

रासायनिक गणनाओं में हाइड्रोजन की मूल अवस्था में एक मोल परमाणुओं में से एक मोल इलेक्ट्रॉनों, अर्थात् 6.022×10^{23} इलेक्ट्रॉनों को हटाने में जो ऊर्जा व्यय होती है, वह हाइड्रोजन की आयनन ऊर्जा कहलाती है। अतः आयनन ऊर्जा को हम निम्नलिखित प्रकार से लिख सकते हैं :

$$\begin{aligned} \text{आयनन ऊर्जा} &= 6.022 \times 10^{23} h c \bar{\nu} \text{ J mol}^{-1} \\ &= 6.022 \times 10^{23} \times 6.626 \times 10^{-34} \times 2.998 \times 10^8 \times 1.097 \times 10^7 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 1.312 \times 10^6 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 1312 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 1312 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

अतः बोर के सिद्धांत से हाइड्रोजन की आयनन ऊर्जा की गणना की जा सकती है तथा इससे दूसरे तत्वों की आयनन ऊर्जा की गणना भी की जा सकती है।

ऊपर दी गई बोर के सिद्धांत की सफलताओं के बावजूद इसके कुछ सीमाएँ हैं जिनका नीचे विवरण किया गया है।

बोर के सिद्धांत की सीमाएँ :

परमाणु स्पेक्ट्रम में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का विपाटन अतिसूक्ष्म संरचना कहलाती है। इलेक्ट्रॉनों का प्रचक्रणी कोणीय संवेग और कक्षक कोणीय संवेग का युग्मन इसके कारण है।

- 1) बोर के सिद्धांत के अनुसार इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग कभी भी शून्य नहीं हो सकता। लेकिन बाद में इकाई 2 में आप पढ़ेंगे कि $n_1 = 1$ अवस्था में इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग शून्य होता है।
- 2) हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम में अतिसूक्ष्म संरचनाओं (hyperfine structure) की सही विवेचना भी बोर के सिद्धांत द्वारा नहीं की जा सकी।
- 3) बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के स्पेक्ट्रम की विवेचना भी यह सिद्धांत नहीं कर पाया।
- 4) इस सिद्धांत द्वारा परमाणुओं से अणुओं के बनने की व्याख्या नहीं की जा सकी।
- 5) इस मॉडल ने इलेक्ट्रॉन के तरंग जैसे गुणधर्मों के बारे में भी कुछ नहीं बताया।

विद्युत्-चुम्बकीय तरंगों की तरह इलेक्ट्रॉन के भी कणों और तरंगों वाले गुण होते हैं। निकेल क्रिस्टल के क्रिस्टल अन्तराल को विवर्तन ग्रेटिंग की तरह प्रयोग करके विवर्तन पैटर्न प्राप्त किए जा सकते हैं जिन्हें इलेक्ट्रॉन की तरंग गति के रूप में समझा जा सकता है। लेकिन बोर का सिद्धांत ऐसी परिघटना की व्याख्या देने में असमर्थ रहा।

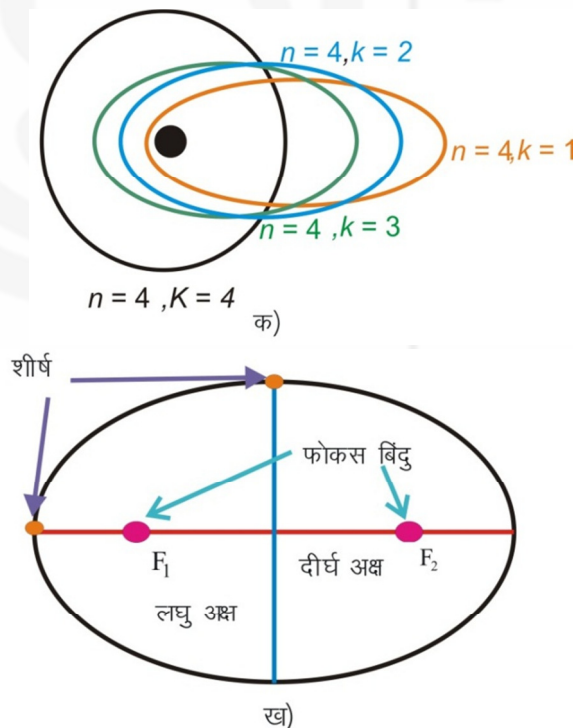
6) बोर के सिद्धांत के अनुसार इलेक्ट्रॉन जिन कक्षाओं में घूमते हैं उन्हें **स्थायी अवस्था (stationary state)** कहते हैं। इस कक्षा का पथ या प्रपथ (trajectory) तभी मालूम हो सकती है जब इलेक्ट्रॉन की स्थिति और वेग का एक साथ पता हो। इसलिए इस सिद्धांत में यह माना गया कि इलेक्ट्रॉन की यथार्थ स्थिति और वेग को एक साथ ज्ञात किया जा सकता है।

परन्तु यह पूर्वधारणा इलेक्ट्रॉन की तरंग प्रकृति के अनुरूप नहीं थी। अगली इकाइयों में हम देखेंगे कि हाइज़ेनबर्ग और श्रोडिंगर ने इलेक्ट्रॉन के तरंग गुणधर्मों की व्याख्या करने के लिए किस प्रकार सिद्धांतों को विकसित किया।

हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में प्रदर्शित स्पेक्ट्रमी रेखाओं की सूक्ष्म संरचना की व्याख्या करने के लिए सोमरफेल्ड ने बोर मॉडल में निम्नलिखित संशोधन प्रस्तावित किया।

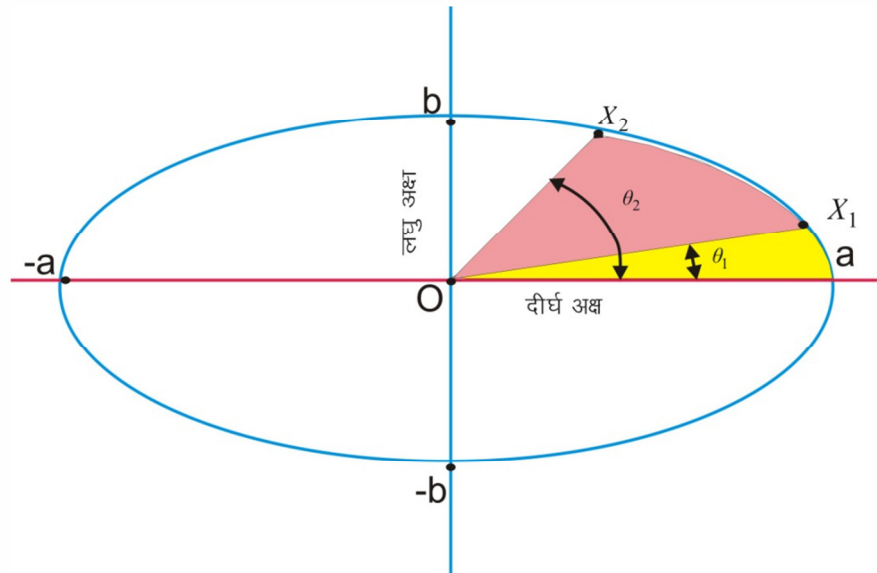
1.5.1 सोमरफेल्ड संशोधन

सन् 1916 में सोमरफेल्ड (Sommerfeld) ने बोर के मॉडल में सुधार किए तथा दीर्घवृत्तीय (elliptical) कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन पथ के कारण हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में उत्पन्न सूक्ष्म संरचनाओं की विवेचना करने का प्रयास किया। इन दीर्घवृत्तीय कक्षाओं को नीचे चित्र 1.12 क) में दिखाया गया है। इन दीर्घवृत्तीय कक्षाओं में नाभिक को दीर्घवृत्त की एक नाभि (focus) पर उपस्थित माना गया। दीर्घवृत्त के अक्षों को चित्र 1.12 ख) में दिखाया गया है।



चित्र 1.12 : क) सोमरफेल्ड द्वारा प्रस्तावित दीर्घवृत्तीय कक्षाएँ; ख) दीर्घवृत्त में दीर्घ और लघु अक्ष तथा नाभि बिन्दु।

आप चित्र 1.12 ख) में देख सकते हैं कि वृत्त जिसमें त्रिज्या स्थिर रहती है परन्तु कोण का मान बदलता है; के विपरीत दीर्घवृत्त में त्रिज्या और कोणों दोनों में परिवर्तन हो सकता है। कोण में इस प्रकार के परिवर्तन को नीचे चित्र 1.13 में दिखाया गया है।



चित्र 1.13: दीर्घवृत्त में कोण का परिवर्तन

किसी दीर्घवृत्त में इलेक्ट्रॉन की गति का वर्णन त्रिजीय क्वांटम संख्या (radial quantum number), n_r तथा दिगंशी क्वांटम संख्या (azimuthal quantum number), k को ध्यान में रखकर किया जा सकता है। ये क्वांटम संख्याएँ बोर की क्वांटम संख्या, n के साथ निम्नलिखित प्रकार से संबंधित है :

$$n = n_r + k$$

ये क्वांटम संख्याएँ दीर्घवृत्त की ज्यामितीय से निम्न प्रकार संबंधित हैं :

$$\frac{n}{k} = \frac{\text{दीर्घ अक्ष की लंबाई}}{\text{लघु अक्ष की लंबाई}}$$

n के किसी दिए गए मान के लिए k के मान 1 से लेकर n तक हो सकते हैं। आइए अब n के किसी दिए गए मान के लिए $\frac{n}{k}$ के लिए संभव विभिन्न मानों के बारे में विचार करें। यदि $n=4$ हो तो k का मान 1, 2, 3 या 4 हो सकता है। इससे $\frac{n}{k}$ के निम्नलिखित मान प्राप्त होंगे।

- i) $\frac{4}{1}$,
- ii) $\frac{4}{2}$,
- iii) $\frac{4}{3}$, और
- iv) $\frac{4}{4}$

आप देख सकते हैं कि i), ii), iii) द्वारा निरूपित कक्षाएँ दीर्घवृत्तीय कक्षाएँ हैं जबकि iv) द्वारा निरूपित कक्षा एक वृत्तीय कक्षा है। जैसा कि चित्र 1.12 क) में दिखाया गया है।

सोमरफेल्ड ने हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा के लिए निम्नलिखित व्यंजक दिया :

$$E_n = \frac{2\pi^2 e^4 m}{(k + n_r)^2 h^2} \quad \dots(1.24)$$

ऊपर दिए गए व्यंजक के अनुसार ऊर्जा न केवल मुख्य क्वांटम संख्या, n पर निर्भर करती है परंतु दिगंशी क्वांटम संख्या, k पर भी कुछ हद तक निर्भर करती है। अतः सोमरफेल्ड संशोधन के अनुसार प्रत्येक मुख्य ऊर्जा स्तर में उप-ऊर्जा स्तरों का अस्तित्व संभव हो सकता था।

इन अतिरिक्त दीर्घवृत्तीय कक्षाओं, जिनके बीच ऊर्जा अन्तर बहुत कम होता है, कि उपस्थिति से परमाणुओं के स्पेक्ट्रमों में अतिरिक्त रेखाओं की व्याख्या की जा सकती है।

अतः दिगंशी क्वांटम संख्या जिसे सोमरफेल्ड ने k द्वारा निरूपित किया था को बाद में संशोधित करके ' l ' कहा गया जिसके मान $0, 1, \dots, (n-1)$ तक हो सकते थे जहाँ n मुख्य क्वांटम संख्या है। यदि $n=2$ हो, तब l के मान 0 और 1 हो सकते हैं। इसी प्रकार $n=4$ के लिए l के मान $1, 2$ और 3 हो सकते हैं।

जब किसी शक्तिशाली चुम्बकीय क्षेत्र में परमाणुओं को रखा जाता है तब उनकी स्पेक्ट्रमी रेखाएँ विभाजित हो जाती हैं। इसे जेमान प्रभाव (Zeeman effect) कहते हैं। इस प्रभाव की आंशिक व्याख्या, चुम्बकीय क्वांटम संख्या, m_l (magnetic quantum number), द्वारा दी गई। यह क्वांटम संख्या दिक्स्थान (space) में इलेक्ट्रॉन कक्षाओं के अनुमत अभिविन्यास (allowed orientation) के बारे में जानकारी देती है। यह देखा गया कि l के प्रत्येक मान के लिए m_l के $(2l + 1)$ मान होते हैं अर्थात् $+l$ से $-l$ तक।

अतः यदि $l = 1$ है, तब m_l के तीन मान हो सकते हैं : $+1, 0, -1$ आप इकाई 4 में एक अन्य तरीके से क्वांटम संख्याओं n, l और m_l को प्राप्त करने के बारे में सीखेंगे।

बोध प्रश्न 5

क) $n = 3$ के लिए l के संभावित मान क्या होंगे?

ख) $l = 2$ के लिए m_l के क्या मान हो सकते हैं?

1.6 सारांश

इस इकाई में हमने डॉल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड द्वारा परमाणु की संरचना के लिए प्रस्तावित आरंभिक मॉडलों की संक्षिप्त व्याख्या की। उसके बाद बोर परमाणु मॉडल की विस्तृत चर्चा की गई। बोर के सिद्धांत के अभिगृहीतों की सूची दी गई। हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्याओं के परिकलन के लिए सामान्य व्यंजक के बारे में बताया गया। इस समीकरण द्वारा विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्याओं के परिकलन को समझाया गया। यहां आपने इन कक्षाओं के चित्रीय निरूपण के बारे में भी सीखा।

इसके बाद इन कक्षाओं की ऊर्जा के व्यंजक को व्युत्पन्न किया गया और हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न कक्षाओं की ऊर्जाओं को परिकलित किया गया। इसके बाद यह

व्याख्या की गई कि किस प्रकार बोर का सिद्धांत हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम में प्रदर्शित स्पेक्ट्रमी रेखाओं की आवृत्तियों के परिकलन में सहायक होता है।

तत्पश्चात् बोर के सिद्धांत की उसकी सफलताओं और सीमाओं सहित समालोचना प्रस्तुत की गई। अंत में सोमरफेल्ड द्वारा प्रस्तावित संशोधन का वर्णन किया गया, जिससे हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम की अतिसूक्ष्म संरचना की व्याख्या में सहायता मिली।

1.7 अंत में कुछ प्रश्न

1. α -किरणों के प्रकीर्णन प्रयोग के महत्व की व्याख्या कीजिए।
2. परमाणु और सौर परिवार में अनुरूपता किस प्रकार क्लासिकी विद्युत चुम्बकीय सिद्धांत का खंडन करती है?
3. बोर के अभिगृहीतों में से आपको सबसे नया विचार कौन सा लगा?
4. परमाणु की त्रिज्या को इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमान, आवेश और कक्षा की संख्या से संबंधित करने के लिए एक समीकरण व्युत्पन्न कीजिए।
5. बोर के सिद्धांत का प्रयोग करके हाइड्रोजन परमाणु की तीसरी कक्षा की त्रिज्या की गणना कीजिए।
6. एक ऐसा व्यंजक व्युत्पन्न कीजिए जो हाइड्रोजन परमाणु की, n वीं कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा की गणना कर सके।
7. हाइड्रोजन परमाणु की तीसरी और चौथी कक्षाओं में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की ऊर्जाओं के क्या मान होंगे?
8. क) समीकरण $R_H = \frac{Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^3 c}$ से R_H का मान ज्ञात कीजिए।
ख) R_H का मान cm^{-1} मात्रकों में क्या होता है?
9. बामर श्रेणी की प्रथम दो रेखाओं की तरंग संख्याओं को परिकलित कीजिए।
10. बोर सिद्धांत की सीमाओं की व्याख्या कीजिए।

1.8 उत्तर

बोध प्रश्न

1. टॉमसन ने कहा कि इलेक्ट्रॉन एक धनावेशित विद्युत् के गोले में होते हैं, जबकि रदरफोर्ड के अनुसार इलेक्ट्रॉन, केंद्र में स्थित धनावेशित नाभिक के चारों ओर चक्कर लगाते रहते हैं।
2. $r_2 = 53 n^2 \text{ pm} = 53 \times 2^2 \text{ pm} = 212 \text{ pm}$
3. $E_\infty = 0$

4. बाहरी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन का ऊर्जा मान, आंतरिक कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की तुलना में, अधिक होता है। अर्थात् जैसे-जैसे n_2 बढ़ता है वैसे-वैसे E_2 भी बढ़ता है। चूंकि E_1 स्थिर रहता है इसलिए n_2 के बढ़ने के साथ-साथ स्पेक्ट्रमी आवृत्ति भी बढ़ती है।
5. क) $l = 0, 1$ और 2
 ख) $m_l = +2, +1, 0, -1, -2$

अंत में कुछ प्रश्न

1. इस प्रयोग द्वारा रदरफोर्ड ने अपना नाभिकीय परमाणु मॉडल प्रस्तावित किया था।
2. क्लासिकी सिद्धांत के अनुसार चूंकि इलेक्ट्रॉन एक आवेशित कण है इसलिए इसके घूमने के साथ-साथ इसकी ऊर्जा कम होती जाती है तथा यह नाभिक में गिर जाना चाहिए।
3. कोणीय संवेग का क्वांटीकरण।
4. आकर्षण बल को अपकेंद्र बल के बराबर करके समीकरण व्युत्पन्न किया जा सकता है। अंत में निम्नलिखित समीकरण प्राप्त होता है।

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

5. $r_3 = 9 r_1 = 477 \text{ pm}$
6. इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा की गणना इसकी गतिज और स्थितिज ऊर्जा पदों को जोड़कर प्राप्त की जा सकती है। अंतिम प्राप्त व्यंजक नीचे दिया गया है :

$$E_n = \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 n^2 h^2}$$

7. $-2.42 \times 10^{-19} \text{ J}; -1.361 \times 10^{-19} \text{ J}$
8. क) विभिन्न प्राचलों के मान रखने पर निम्नलिखित प्राप्त होता है :

$$R_H = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1},$$

$$\text{ख) } 1.097 \times 10^5 \text{ cm}^{-1}$$

9. $1.524 \times 10^6 \text{ m}^{-1}; 2.057 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$
10. बोर सिद्धांत के द्वारा हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम की अतिसूक्ष्म संरचना और बहु-इलेक्ट्रॉन तत्वों के परमाणु स्पेक्ट्रमों की व्याख्या नहीं की जा सकी। इसके द्वारा परमाणुओं से अणुओं के बनने की व्याख्या भी नहीं की जा सकी। इसके द्वारा इलेक्ट्रॉन के तरंग गुणधर्मों के बारे में भी पता नहीं चलता है।

विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति।

इकाई की रूपरेखा

2.1 प्रस्तावना	2.3 द्रव्य की प्रकृति
उद्देश्य	दे-ब्रॉगली संबंध
2.2 विकिरण की प्रकृति	द्रव्य तरंगे
विद्युत्-चुम्बकीय तरंग के रूप में प्रकाश	डेविसन और गर्मर प्रयोग
विकिरण की कण प्रकृति	2.4 हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धांत
	2.5 सारांश
	2.6 अंत में कुछ प्रश्न
	2.7 उत्तर

2.1 प्रस्तावना

इकाई 1 में, आपने बोर के परमाणु मॉडल के बारे में पढ़ा। बोर का मॉडल हाइड्रोजन जैसे एक इलेक्ट्रॉन वाले परमाणु के परमाणु स्पेक्ट्रम की व्याख्या करने में सफल रहा। लेकिन बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं की नहीं। हीलियम जैसे सरल परमाणु के स्पेक्ट्रम की व्याख्या भी इस मॉडल द्वारा नहीं की जा सकी। यह मॉडल हाइड्रोजन परमाणु स्पेक्ट्रम की स्पेक्ट्रमी रेखाओं की तीव्रता और परमाणु स्पेक्ट्रम पर चुम्बकीय क्षेत्र के प्रभाव जैसी सूक्ष्म जानकारीयों की व्याख्या भी नहीं कर पाया।

इस इकाई में, हम विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति के बारे में पढ़ेंगे। हम इस इकाई का आरंभ इस चर्चा से करेंगे कि प्रकाश किस प्रकार विद्युत्-चुम्बकीय तरंग की भांति व्यवहार करता है। यहाँ, किसी तरंग के गुणधर्मों जैसे तरंग-दैर्घ्य, आवृत्ति और तरंग संख्या की व्याख्या की जाएगी। उसके बाद, विकिरण की कण प्रकृति की व्याख्या की जाएगी जो कि कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या पर आधारित है।

इसके बाद, हम अपना ध्यान द्रव्य की प्रकृति पर केन्द्रित करेंगे। द्रव्य की द्वैती प्रकृति अर्थात् कण और तरंग प्रकृति की व्याख्या की जाएगी। यहाँ, हम दे-ब्रॉगली संबंध की भी चर्चा करेंगे और उसे दर्शाएंगे। हम द्रव्य तरंगों के बारे में भी बताएंगे। तत्पश्चात्, डेविसन और गर्मर प्रयोग का वर्णन किया जाएगा। इस प्रयोग द्वारा दे-ब्रॉगली के द्रव्य की तरंग प्रकृति के विचार को प्रायोगिक आधार मिला। अंत में, हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता सिद्धांत की चर्चा की जाएगी।

उद्देश्य

इस इकाई का अध्ययन करने के बाद, आप :

- ❖ प्रकाश के तरंग प्राचलों जैसे तरंग-दैर्घ्य, आवृत्ति और तरंग संख्या की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ विकिरण की तरंग और कण प्रकृति की चर्चा कर सकेंगे;
- ❖ द्रव्य की द्वैती प्रकृति का वर्णन कर सकेंगे;
- ❖ दे-ब्रॉगली संबंध को लिख सकेंगे और उसे समझा सकेंगे;
- ❖ किसी निकाय की तरंग-दैर्घ्य की गणना कर सकेंगे;
- ❖ द्रव्य तरंगों की चर्चा कर सकेंगे; और
- ❖ हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता सिद्धांत को लिख सकेंगे।

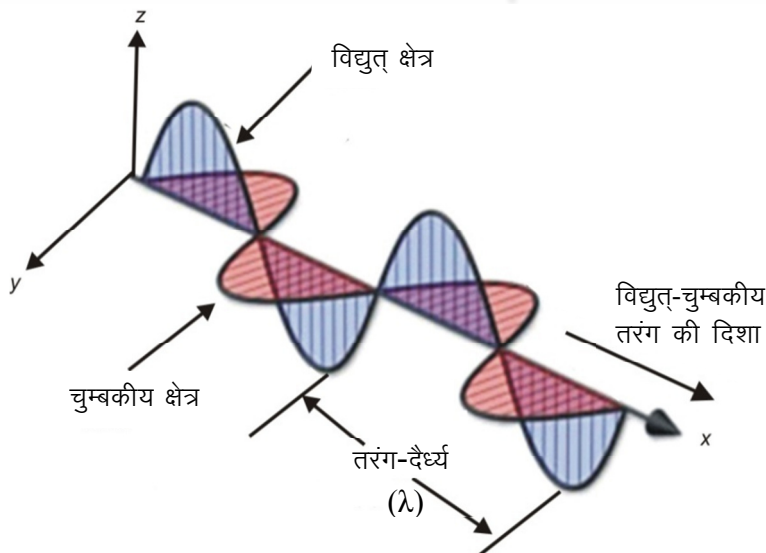
2.2 विकिरण की प्रकृति

विकिरण, दिक्स्थान में या किसी माध्यम में तरंगों या कणों के रूप में ऊर्जा का संरक्षण अथवा उत्सर्जन होता है। आप अपनी पुरानी कक्षाओं में किए गए अध्ययन से यह जानते हैं कि ऊर्जा, ऊष्मा, प्रकाश, ध्वनि आदि के रूप में संचरित होती है। अब आप यह पढ़ेंगे कि प्रकाश किस प्रकार विद्युत्-चुम्बकीय तरंग की भांति व्यवहार करता है और किसी तरंग से संबंधित प्राचल कौन-कौन से हैं।

2.2.1 विद्युत्-चुम्बकीय तरंग के रूप में प्रकाश

एक प्रकाश किरण के साथ कंपन करते हुए विद्युत् और चुम्बकीय क्षेत्र निहित होते हैं। इसका व्यवहार आवृत्ति (frequency), तरंग-दैर्घ्य (wavelength) और तरंग संख्या (wave number) जैसे गुणधर्मों से जाना जाता है। हम इन सभी गुणधर्मों को एक दिशा में गतिशील तरंग द्वारा समझ सकते हैं, देखें चित्र 2.1।

तरंग एक प्रगामी विक्षोभ (travelling disturbance) है जिसमें ऊर्जा परिवहित होती है।



प्रकाश के विद्युत्-चुम्बकीय सिद्धांत के अनुसार गतिशील प्रकाश में कम्पन करते विद्युत् और चुम्बकीय क्षेत्र होते हैं। ये क्षेत्र एक दूसरे से लंबवत् होते हैं और ये प्रकाश संचरण की दिशा के लम्बवत् भी होते हैं। किसी तरंग की ऊर्जा उसके आयाम के वर्ग पर निर्भर करती है।

चित्र 2.1: तरंग संचरण।

तरंग-दैर्घ्य (wavelength) को यूनानी भाषा के शब्द λ (लैम्डा) से दर्शाते हैं। यह किन्हीं दो लगातार शिखरों (crest) या गर्तों (trough) के बीच की दूरी होती है। तरंग-दैर्घ्य को मीटर (m) मात्रक में मापा जाता है।

एक सेकंड में होने वाली तरंगों की संख्या को आवृत्ति (frequency) कहते हैं। इसे ग्रीक अक्षर ν (न्यू) से प्रदर्शित किया जाता है। इसका मात्रक हर्ट्स (Hz) है। वास्तव में, एक हर्ट्स प्रति सेकंड (s^{-1}) के बराबर होता है। तरंग-दैर्घ्य और आवृत्ति का एक-दूसरे के साथ समीकरण 2.1 के अनुसार निम्नलिखित संबंध होता है जहाँ, c प्रकाश का वेग है:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \quad \dots (2.1)$$

निर्वात (vacuum) में $c = 2.998 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}$ है। c का यही मान हम संख्यात्मक प्रश्नों के समाधान में प्रयोग करते हैं। इस समीकरण से हम यह देखते हैं कि तरंग-दैर्घ्य, आवृत्ति के व्युत्क्रमानुपाती (inversely proportional) होती है।

आवृत्ति का व्युत्क्रम (reciprocal), कंपन काल $T = \frac{1}{\nu}$ कहलाता है। यह एक कंपन में

$\bar{\nu}$ चिह्न को न्यू बार कहते हैं।

$$1 \text{ m}^{-1} = 10^{-2} \text{ cm}^{-1}$$

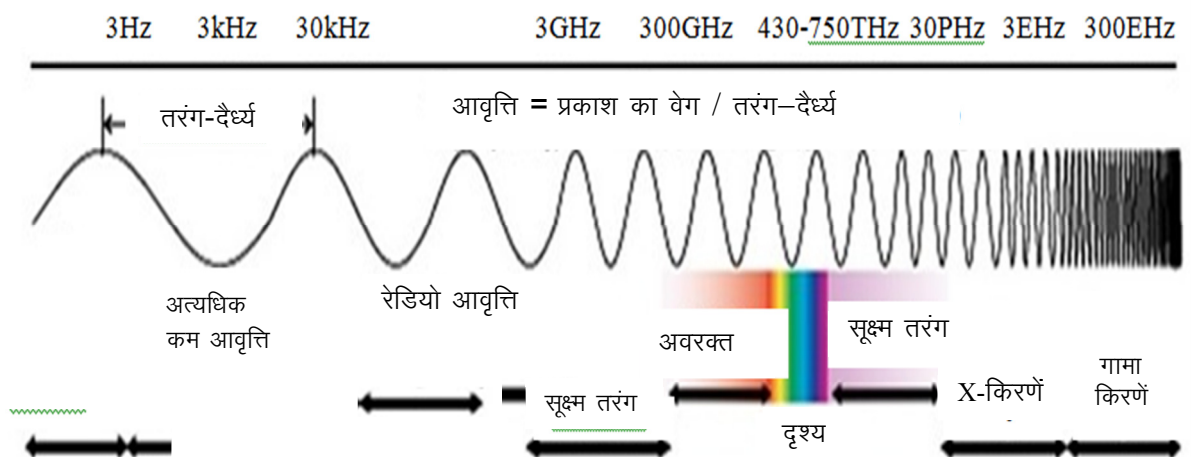
लिए गए समय को दर्शाता है। इसी प्रकार, तरंग-दैर्घ्य का व्युत्क्रम, तरंग संख्या ($\bar{\nu}$, *nu tilde* या *nu bar*) कहलाती है। तरंग संख्या, आवृत्ति और तरंग-दैर्घ्य से निम्नलिखित प्रकार से संबंधित होती है :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} \quad \dots (2.2)$$

माध्यम में साम्यावस्था से अधिकतम विस्थापन को तरंग का आयाम कहते हैं।

तरंग संख्या का SI मात्रक m^{-1} है यद्यपि साहित्य में तरंग संख्या के अधिकांश मान cm^{-1} में दिए होते हैं। उच्चिष्ठ ऊंचाई या अल्पतम गहराई तरंग का आयाम (amplitude) कहलाती है। हम बाद में यह पढ़ेंगे कि प्रकाश तरंग की ऊर्जा उसकी आवृत्ति और तरंग-दैर्घ्य से किस प्रकार संबंधित है।

विद्युत्-चुम्बकीय स्पेक्ट्रम के अंतर्गत आने वाले, विद्युत्-चुम्बकीय विकिरण की आवृत्ति और तरंग-दैर्घ्य के मानों के परास (range) को चित्र 2.2 में दिखाया गया है।



चित्र 2.2: विद्युत्-चुम्बकीय विकिरण का परास।

सारणी 2.1 में विद्युत्-चुम्बकीय स्पेक्ट्रम के अभिलक्षण दिए गए हैं। $\frac{\text{आवृत्ति}, \nu}{\text{Hz}}$

सारणी 2.1: विद्युत्-चुम्बकीय स्पेक्ट्रम के अभिलक्षण

विवरण	तरंग-दैर्घ्य, λ परास	तरंग संख्या, $\bar{\nu}$ cm^{-1}	आवृत्ति, ν Hz	ऊर्जा kJ mol^{-1}	
रेडियो आवृत्ति	$3 \times 10^3 \text{ m}$	3.33×10^{-6}	10^5	3.98×10^{-8}	1 millimetre $= 1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$
सूक्ष्म तरंग	0.30 m	0.0333	10^9	3.98×10^{-9}	1 micrometre $= 1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$
	0.0006 m (600 μm)	16.6	4398×10^{11}	0.191	1 nanometre $= 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
दूर अवरक्त	30 μm	333	10^{13}	3.98	1 picometre $= 1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$
पास अवरक्त	0.8 μm (800 nm)	1.25×10^4	3.75×10^{14}	149.8	1 Angstrom unit $= 1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$
दृश्य	400 nm	2.5×10^4	7.5×10^{14}	299.2	सारणी 2.1 में दिए गए ऊर्जा मान निम्नलिखित समीकरण के उपयोग द्वारा परिकलित किए गए हैं : $E = nh\nu$ जहाँ n संख्यात्मक रूप से आवोगाद्रो संख्या (6.022×10^{23}) के समान होता है।
पराबैंगनी	150 nm	6.66×10^4	19.98×10^{14}	795	
निर्वात पराबैंगनी	5 nm	2×10^6	6×10^{16}	2.39×10^4	
एक्स किरणें और गामा किरणें	10^{-4} nm	10^{11}	3×10^{21}	1.19×10^9	

स्पेक्ट्रम के एक सिरे पर, निम्न तरंग-दैर्घ्य और उच्च आवृत्ति वाली एक्स किरणें और गामा किरणें हैं तथा दूसरे सिरे पर उच्च तरंग-दैर्घ्य और निम्न आवृत्ति वाली रेडियो तरंगें तथा सूक्ष्म तरंगें हैं। सारणी 2.2 में पराबैंगनी और दृश्य प्रकाश के विभिन्न रंगों की तरंग-दैर्घ्य को दिखाया गया है :

सारणी 2.2: विस्तृत पराबैंगनी-दृश्य क्षेत्र

रंग	तरंग-दैर्घ्य / nm
पराबैंगनी (Ultraviolet)	200
बैंगनी (Violet)	410
जामुनी (Indigo)	430
नीला (Blue)	470
हरा (Green)	520
पीला (Yellow)	570
नारंगी (Orange)	620
लाल (Red)	710

यहां पर आसानी से देखा जा सकता है कि बैंगनी प्रकाश की तरंग-दैर्घ्य, लाल प्रकाश की तरंग-दैर्घ्य से कम होती है।

आइए, 10^{15} Hz आवृत्ति (ν) वाले प्रकाश की λ और $\bar{\nu}$ का मान निकालें।

समीकरण 2.1 के अनुसार,

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{c}{\nu} \\ &= \frac{2.998 \times 10^8}{10^{15}} \\ &= 2.998 \times 10^{-7} \text{ m} \\ &= 299.8 \text{ nm}\end{aligned}$$

समीकरण 2.2 के प्रयोग द्वारा, $\bar{\nu} = \frac{\nu}{c}$

$$\begin{aligned}&= \frac{10^{15}}{2.998 \times 10^8} \\ &= 3.336 \times 10^6 \text{ m}^{-1} \\ &= 3.336 \times 10^4 \text{ cm}^{-1}\end{aligned}$$

सारणी 2.2 में विभिन्न क्षेत्रों के लिए दिए गए λ , ν और $\bar{\nu}$ के मानों को समीकरणों 2.1 और 2.2 में विस्थापित करके, इन समीकरणों की शुद्धता ज्ञात की जा सकती है।

विवर्तन (diffraction) और व्यतिकरण (interference) की परिघटनाओं को विकिरण की तरंग प्रकृति के आधार पर समझा जा सकता है। आपने इन परिघटनाओं के बारे में अपनी पिछली कक्षाओं में पढ़ा होगा, परंतु कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या केवल विकिरण की कण प्रकृति के आधार पर की जा सकती है। अब हम विकिरण की कण प्रकृति की चर्चा करेंगे, परंतु उससे पहले आप निम्नलिखित बोध प्रश्नों के उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 1

$\lambda = 560 \text{ nm}$ के पीले प्रकाश की आवृत्ति की गणना कीजिए।

बोध प्रश्न 2

दृश्य क्षेत्र में विभिन्न रंगों की आवृत्तियों में संबंध स्थापित कीजिए।

2.2.2 विकिरण की कण प्रकृति

उन्नीसवीं सदी के अंतिम पचास वर्षों और बीसवीं सदी के आरंभ के दो दशकों में अनेक प्रयोग किए गए, जिनके परिणाम क्लासिकी भौतिकी के पूर्वकथनों से भिन्न थे। यहाँ नीचे कुछ स्थितियों को दिया गया है, जिनसे क्लासिकी भौतिकी की असफलता सिद्ध हुई।

- i) कृष्णिका विकिरण (Black body radiation)
- ii) प्रकाश-विद्युत् प्रभाव (Photoelectric effect)
- iii) परमाणु स्पेक्ट्रम (Atomic spectra)

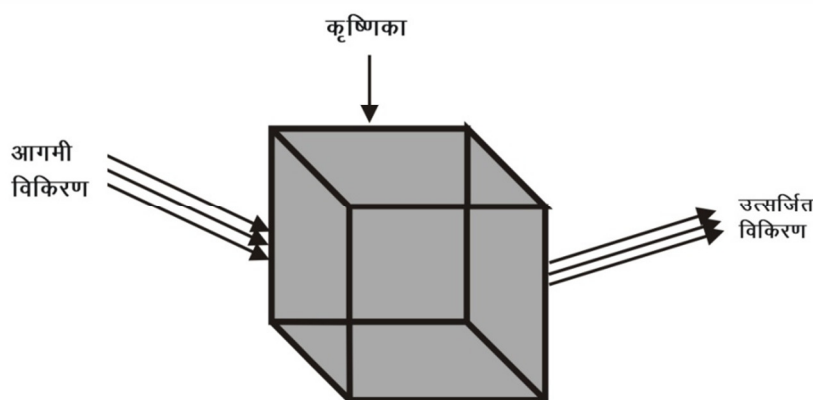
न्यूटन द्वारा प्रतिपादित नियमों को क्लासिकी यांत्रिकी का आधार-स्तम्भ माना जाता है। सन् 1990 तक यह माना जाता था कि ये क्लासिकी नियम और संकल्पनाएँ ग्रहों जैसे आकाशीय पिंडों और इलेक्ट्रॉन जैसे अवपरमाण्विक कणों, दोनों के लिए ही खरे उतरते हैं। क्या यह अवधारणा मानने योग्य है? यह कोशिश करने से पहले कि क्लासिकी यांत्रिकी को अवपरमाण्विक निकायों के लिए प्रयोग किया जा सकता है या नहीं, हमें क्लासिकी यांत्रिकी की निम्नलिखित अवधारणाओं के विषय में जानकारी प्राप्त करना अति आवश्यक है :

- i) ऊर्जा, संवेग (momentum) आदि जैसे गतिक चरों (dynamical variable) के मानों पर कोई प्रतिबंध नहीं हो सकता।
- ii) गतिक चरों के मापन की यथार्थता की कोई सीमा नहीं है। यह सीमा केवल मापने वाले यंत्रों की परिशुद्धता (precision) की हो सकती है।
- iii) एक ही समय में यथार्थता से मापे जाने वाले गतिक चरों की संख्या पर कोई प्रतिबंध नहीं हो सकता।

इकाई 1 में आपने परमाणु स्पेक्ट्रमों की सामान्य संकल्पनाओं और हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम की मुख्य बातों के बारे में अध्ययन किया। आइए, अब यह समझें कि कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव परिघटनाएँ क्या होती हैं।

i) कृष्णिका विकिरण

एक आदर्श कृष्णिका वह है, जो उस पर पड़ने वाले सभी विकिरणों को अवशोषित कर लेती है, देखें चित्र 2.3। कृष्णिका विकिरण, कृष्णिका द्वारा उत्सर्जित विकिरण होता है।

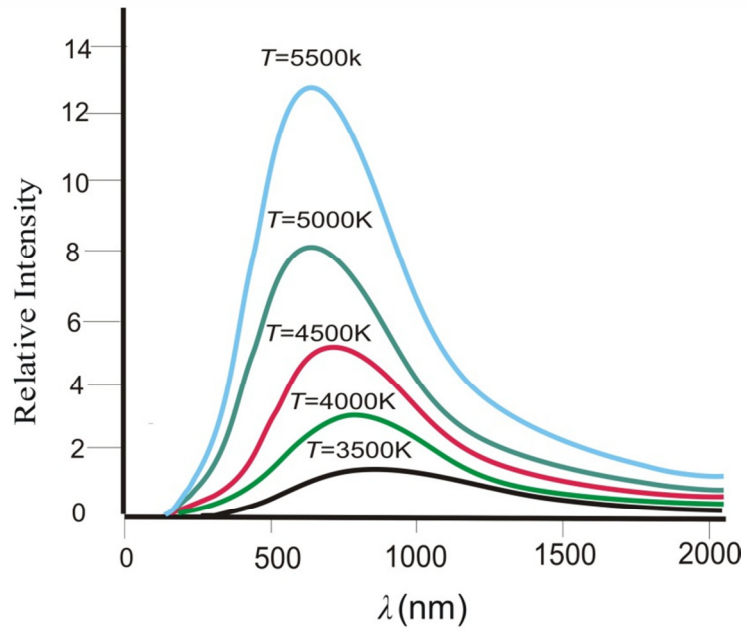


चित्र 2.3: कृष्णिका विकिरण।

एक कृष्णिका में एक अच्छे ऊर्जा अवशोषक (absorber) तथा विकिरक (radiator), दोनों के गुण होते हैं। प्रयोगात्मक रूप में एक खोखली वस्तु, जिसमें एक छोटा-सा छेद है और अंदर से उसकी सतह काली कर दी गई है, एक कृष्णिका को निर्मित करती है। कोई भी विकिरण जो छोटे से छेद में से प्रवेश करता है, अंदर की दीवारों द्वारा बार-बार परावर्तित (reflect) होता रहता है, जब तक कि उसकी समस्त ऊर्जा अवशोषित नहीं हो जाती।

सभी वस्तुओं में केवल कृष्णिका ही ऐसी होती है, जो किसी तापमान तक गर्म करने पर ऊर्जा की अधिकतम मात्रा का विकीर्ण करती है। यह ऊर्जा की उतनी ही मात्रा का विकीर्ण करती है, जितनी कि यह अवशोषित करती है।

प्रयोगों के आधार पर कृष्णिका विकिरण के मुख्य पहलू चित्र 2.4 में दिखाए गए हैं :



चित्र 2.4: कृष्णिका विकिरण के प्राप्त परिणाम।

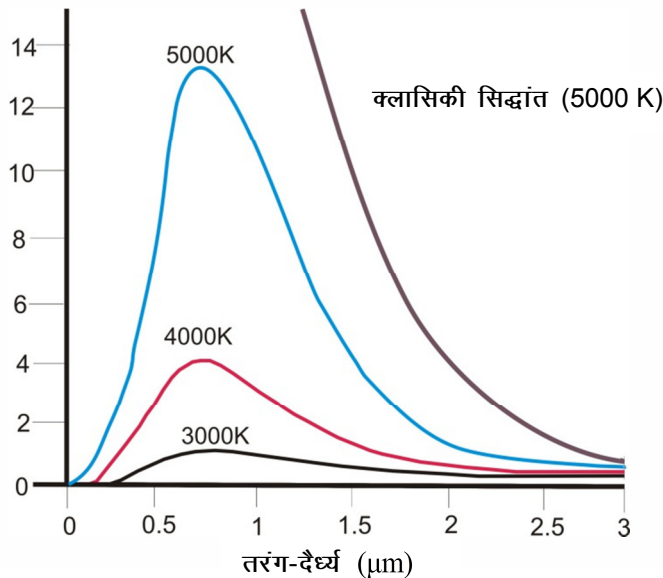
आप चित्र 2.4 में देख सकते हैं कि

- प्रत्येक तापमान पर एक ऐसी तरंग-दैर्घ्य होती है, जिस पर विकिरण ऊर्जा अधिकतम होती है। इस तरंग-दैर्घ्य को उस तापमान के लिए $\lambda_{\max}$ कहा जाता है।
- कम तरंग-दैर्घ्य क्षेत्र या उच्च आवृत्ति-क्षेत्र में, विकिरण की तीव्रता (intensity) कम होती है।
- उच्च तापमान पर विकिरण की तीव्रता कम तरंग-दैर्घ्य क्षेत्र की ओर बढ़ जाती है।

सामान्यतः तापमान बढ़ाने पर किसी कृष्णिका से निकलने वाले विकिरणों में छोटी तरंग-दैर्घ्यों का क्षेत्र बढ़ता जाता है। यह बात लोहे के किसी गर्म टुकड़े से निकलने वाले विकिरण के लिए भी लागू होती है।

उपर्युक्त प्रयोगात्मक तथ्य के विपरीत, क्लासिकी सिद्धांत के अनुसार कृष्णिका से निकलने वाली विकिरणों में दृश्य क्षेत्र के साथ-साथ संपूर्ण परास की तरंग-दैर्घ्य होनी चाहिए। यहां तक कि कमरे के तापमान पर भी ये विकिरण होने चाहिए तथा जैसे-जैसे

तापमान बढ़ता है, वैसे-वैसे उत्सर्जित होने वाली विकिरणों को समान रूप से तीव्र होते रहना चाहिए। दूसरे शब्दों में, लोहे के टुकड़े को कमरे के तापमान पर भी दृश्य क्षेत्र में कुछ न कुछ विकिरण उत्सर्जित करना चाहिए। इन परिणामों को नीचे चित्र 2.5 में दिखाया गया है।



चित्र 2.5: क्लासिकी सिद्धांत के अनुसार कृष्णिका विकिरण के लिए अपेक्षित परिणाम जिन्हें कि चित्र में दायीं ओर लगातार बढ़ते हुए वक्र के रूप में दिखाया गया है और प्रेक्षित परिणाम जिन्हें कि चित्र में बायीं ओर के वक्रों द्वारा दिखाया गया है।

क्लासिकी सिद्धांत के परिणाम जब आंखों के देखने और हाथ के स्पर्श बोध से मेल नहीं खाते तो निश्चय ही इन सिद्धांतों में सुधार करना होगा। अब हम देखेंगे कि किस प्रकार क्वांटम सिद्धांत, कृष्णिका विकिरणों के प्रायोगिक तथ्यों की सफलतापूर्वक व्याख्या करता है।

सन् 1900 में मैक्स प्लांक ने क्वांटम सिद्धांत प्रतिपादित किया और कृष्णिका विकिरण के प्राप्त परिणामों की व्याख्या की। उन्होंने तर्क दिया कि क्लासिकी भौतिकी की यह धारणा कि किसी निकाय की ऊर्जा स्वेच्छा से मान ले सकती है, गलत है।

प्लांक ने एक विस्तृत मॉडल तैयार किया, जो उन प्रक्रमों के लिए था जो गृहिका भित्ती (cavity walls) में होते हैं। उन्होंने एक कृष्णिका को आविष्क आकार के दोलकों (oscillators of molecular dimensions) के रूप में माना। प्रत्येक दोलक की एक मूल कंपन आवृत्ति ν , मानी गई। प्रत्येक दोलक, ऊर्जा की एक विशेष मात्रा उत्सर्जित कर सकता है, जिसे उन्होंने "क्वांटा" (quanta) का नाम दिया, लेकिन यह लगातार ऊर्जा उत्सर्जित नहीं कर सकता है। प्लांक की धारणाएँ नीचे दी गई हैं :

- i) एक दोलक का स्वेच्छानुसार ऊर्जा का कोई भी मान नहीं हो सकता, परंतु ये ऊर्जा मान नीचे दिए गए समीकरण 2.3 के अनुसार होते हैं।

$$E = nh\nu = n\epsilon \quad \dots(2.3)$$

इस समीकरण में, ν उत्सर्जित होने वाले विकिरण की आवृत्ति है, h एक स्थिरांक है और n एक पूर्णांक है। आजकल h को प्लांक का स्थिरांक (Planck's constant) कहा जाता है और n को क्वांटम संख्या (quantum number)। ऊर्जा का एक क्वांटम $\epsilon, h\nu$ के गुणनफल के बराबर होता है। प्लांक ने h का मान

ϵ , एप्सिलान, ऊर्जा के एक क्वांटम, $h\nu$, को दर्शाता है।

h का मात्रक = J s

= kg m² s⁻² . s

= kg m² s⁻¹

= (kg m s⁻¹) m

= (द्रव्यमान का मात्रक × वेग का मात्रक) × लंबाई का मात्रक

= (रैखिक संवेग का मात्रक) × लंबाई का मात्रक

= कोणीय संवेग का मात्रक

$6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$ ज्ञात किया। इस प्रकार, समीकरण 2.3 इस बात को स्थापित करता है कि दोलक की ऊर्जा क्वांटित (quantised) होती है।

h को क्रियात्मक स्थिरांक (action constant) कहते हैं। भाग 2.3 में हम देखेंगे कि किस प्रकार h अवपरमाण्विक कणों के लिए, तरंग और कण प्रकृति का संबंध स्थापित करता है।

रोचक तथ्य तो यह है कि h का संबंध कोणीय संवेग (angular momentum) से है, जो रैखिक संवेग (linear momentum = mv) और दूरी के गुणनफल के बराबर होता है।

- ii) ये दोलक सतत (लगातार) रूप से ऊर्जा विकीर्ण नहीं करते, बल्कि केवल क्वांटा के रूप में करते हैं। ऊर्जा के ये क्वांटा केवल तभी उत्सर्जित होते हैं, जब एक दोलक एक क्वांटित ऊर्जा स्तर से दूसरे ऊर्जा स्तर में जाता है। इस प्रकार, एक दोलक जब एक ऊर्जा स्तर ($n + 1$) से दूसरे ऊर्जा स्तर (n) में जाता है तो हमें समीकरण 2.3 से उत्सर्जित ऊर्जा की निम्नलिखित मात्रा प्राप्त होती है।

$$\Delta E = E_2 - E_1 = (n + 1)h\nu - nh\nu = h\nu \quad \dots (2.4)$$

साथ ही, एक दोलक जब तक एक ही क्वांटित अवस्था में रहता है, तब तक न तो ऊर्जा उत्सर्जित करता है और न ही अवशोषित।

प्लांक ने ऊर्जा घनत्व (p_ν) जो कि प्रति इकाई आयतन प्रति इकाई आवृत्ति, ऊर्जा की मात्रा को व्यक्त करता है, के लिए निम्नलिखित समीकरण दिया।

$$p_\nu = \frac{8\pi h(\nu/c)^3}{e^{h\nu/kT} - 1} \quad \dots (2.5)$$

ऊपर दिए गए समीकरण के आधार पर, प्लांक ने यह दर्शाया कि कृष्णिका विकिरण के प्रायोगिक परिणाम और सिद्धांततः आपेक्षित परिणाम आपस में मेल खाते हैं। उन्होंने सिद्धांततः आपेक्षित परिणाम यह मानकर प्राप्त किए कि दोलकों की क्वांटम प्रकृति होती है और h का मान $6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$ हो।

अब हम यह विचार करते हैं कि प्लांक का सिद्धांत किस प्रकार कृष्णिका विकिरण की गुणात्मक तरीके से व्याख्या करने में सिद्ध हुआ। उन दोलकों की संख्या, जिनमें पर्याप्त ऊर्जा ϵ है, दोलक संख्या (oscillator population) कहलाती है। दोलक संख्या, चरघातांकी पद $e^{-\epsilon/kT}$, जिसे बोल्ट्समान कारक भी कहते हैं, के समानुपाती होती हैं। यहां T तापमान और k बोल्ट्समान स्थिरांक है।

विकिरण की तीव्रता एक विशेष ऊर्जा स्तर में दोलकों की संख्या के समानुपाती है। अतः विकिरण की तीव्रता $e^{-\epsilon/kT}$ के समानुपाती है।

समीकरण 2.3 का प्रयोग करते हुए हम यह कह सकते हैं कि विकिरण की तीव्रता, $e^{-h\nu/kT}$ मात्रा के समानुपाती है।

वास्तव में, $e^{-h\nu/kT}$ पद $\frac{1}{e^{h\nu/kT}}$ के बराबर है और इसलिए यह एक भिन्न (fraction)

है। जैसे-जैसे ν का मान बढ़ता है, भिन्न $e^{-h\nu/kT}$ का मान घटता जाता है और दोलकों की संख्या भी घटती जाती है। इसका अर्थ यह हुआ कि अधिक आवृत्ति क्षेत्र या कम तरंगदैर्घ्य क्षेत्र में विकिरण की तीव्रता कम हो जाती है, देखें चित्र 2.4।

तापमान के बढ़ने पर विकिरण की तीव्रता भी बढ़ती है। चूंकि तापमान चरघातांकी (exponent) के हर (denominator) में आ रहा है, अतः T के बढ़ने से $e^{h\nu/kT}$ घटता है। अतः तापमान के बढ़ने पर $1/e^{h\nu/kT}$ का मान बढ़ता है और विकिरण की तीव्रता भी बढ़ती है। दूसरे शब्दों में, उच्च तापमान पर कम तरंग-दैर्घ्य के विकिरण की अधिक मात्रा उत्सर्जित होगी, देखें चित्र 2.4।

अतः प्लांक प्रत्येक तापमान पर $\lambda_{\max}$ के मानों की गणितीयतः व्याख्या करने में सफल रहे।

कृष्णिका विकिरण की व्याख्या करने के अलावा, प्लांक का सिद्धांत आवृत्तियों के मानों से दोलकों की ऊर्जा निकालने में भी उपयोगी सिद्ध हुआ। समीकरण 2.3 के अनुसार, प्रत्येक विद्युत्-चुम्बकीय विकिरण के अवयवों के ऊर्जा मान सारणी 2.1 में kJ mol^{-1} में प्रदर्शित किए गए हैं। इनमें n का मान संख्यात्मक रूप में आवोगाद्रो की संख्या के बराबर लिया गया है।

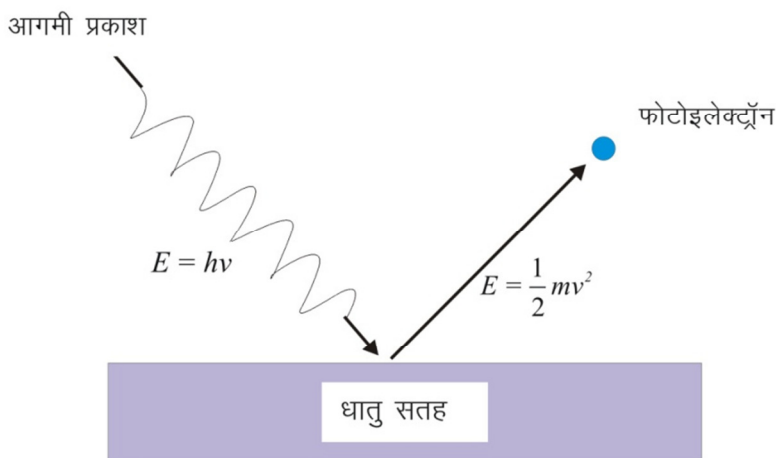
ν आवृत्ति के प्रकाश की एक किरण को हम ऐसे कणों की धारा मान सकते हैं, जिसमें प्रत्येक कण की ऊर्जा $h\nu$ के बराबर है। इन कणों को अब फोटॉन (photon) कहा जाता है। इसका अर्थ यह है कि यदि किसी किरण की किसी क्षेत्र में ऊर्जा E है तो उसमें फोटॉनों की संख्या (n), $E/h\nu$ के बराबर होगी।

$$\text{अर्थात् } n = \frac{E}{h\nu}$$

आइए, अब प्रकाश-विद्युत् प्रभाव के बारे में पढ़ें।

ii) प्रकाश-विद्युत् प्रभाव

क्लासिकी सिद्धांत में एक और कमी उसकी प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या के बारे में थी। किसी धातु पर पराबैंगनी प्रकाश के पड़ने से इलेक्ट्रॉनों का उत्सर्जित होना प्रकाश-विद्युत् प्रभाव (photoelectric effect) कहलाता है, देखें चित्र 2.6। इस प्रभाव को हर्ट्स ने सन् 1887 में खोजा था।

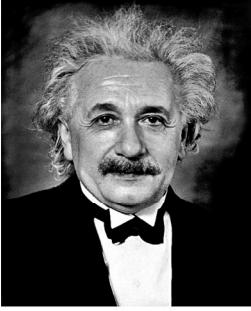


चित्र 2.6: प्रकाश-विद्युत् प्रभाव।

इस प्रभाव में उत्सर्जित इलेक्ट्रॉनों को फोटो-इलेक्ट्रॉन कहते हैं। इन्हें फोटो-इलेक्ट्रॉन इसलिए कहते हैं, ताकि उनकी धातु के अंदर वाले इलेक्ट्रॉनों से अलग पहचान की जा

सके। प्रकाश-विद्युत् प्रभाव होने के लिए जिस निम्नतम आवृत्ति (ν_0) की आवश्यकता होती है, उसे देहली आवृत्ति (threshold frequency) कहते हैं। यदि धातु पर पड़ने वाले प्रकाश की आवृत्ति इससे कम होती है, तो कोई भी फोटो-इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित नहीं होगा। ν_0 का मान प्रयोग की गई धातु की सतह पर निर्भर करता है। आवृत्ति का मान देहली आवृत्ति से अधिक करने पर फोटो-इलेक्ट्रॉनों का केवल वेग ही अर्थात् गतिज ऊर्जा ही बढ़ती है। उन्नीसवीं शताब्दी के प्रकाश के तरंग वाले रूप द्वारा उपर्युक्त प्रेक्षणों की व्याख्या नहीं की जा सकी। अब हम देखेंगे कि किस प्रकार आइन्स्टीन ने प्रकाश-विद्युत् प्रभाव से संबंधित प्रयोगात्मक प्रेक्षणों की व्याख्या की।

आइन्स्टीन की प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या



अलबर्ट आइन्स्टीन
(14th मार्च 1879 – 18th अप्रैल 1955)

आइन्स्टीन को सन् 1921 में प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या के लिए भौतिकी का नोबेल पुरस्कार प्रदान किया गया।

फोटॉन विचारधारा को प्रकाश-विद्युत् प्रभाव पर प्रयोग करने पर आइन्स्टीन ने यह प्रस्तावित किया कि धातु की सतह पर एक इलेक्ट्रॉन विद्युत्-चुम्बकीय विकिरण के एक फोटॉन को अवशोषित करके $h\nu$ ऊर्जा प्राप्त करता है। यदि फोटॉन की आवृत्ति ν , निम्नतम मान ν_0 से अधिक हो तब एक फोटो-इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित होता है। यहां निम्नतम मान ν_0 को देहली आवृत्ति (threshold frequency) कहलाता है; तथा प्रत्येक धातु के लिए यह अभिलक्षणिक होता है। $h\nu - h\nu_0$ का अंतर फोटो-इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा में परिवर्तित हो जाता है तथा यह $mv^2/2$ के बराबर होता है। ऊर्जा के संरक्षण (conservation of energy) के नियम के आधार पर आइन्स्टीन का सिद्धांत निम्नलिखित प्रकार से लिखा जा सकता है :

$$h\nu - h\nu_0 = mv^2/2 \quad \dots(2.6)$$

इस समीकरण में ν और ν_0 क्रमशः फोटॉन की आवृत्ति और देहली आवृत्ति है, जबकि m और v क्रमशः फोटो-इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान और वेग है। यदि $\nu < \nu_0$ हो, तब $mv^2/2$ का मान ऋणात्मक होगा, जो कि अर्थहीन है। अर्थात् जब ν का मान ν_0 से कम होता है, तब फोटो-इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित नहीं होगा।

ऊपर दी गई प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की चर्चा का अध्ययन करने के बाद आप यह भली प्रकार जान गए होंगे कि विकिरण की कण प्रकृति द्वारा किस प्रकार इस परिघटना की सफलतापूर्वक व्याख्या की जा सकी।

अब आपने ऊपर यह देखा कि किस प्रकार विकिरण, कण तथा तरंग, दोनों की भांति व्यवहार कर सकता है। विवर्तन और व्यतिकरण की परिघटनाएँ विकिरण की तरंग प्रकृति को मानकर समझी जा सकती है। किन्तु कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या विकिरण की कण प्रकृति के रूप में ही की जा सकती है। अतः यह निष्कर्ष निकलता है कि विकिरण की द्वैती प्रकृति होती है।

समीकरण 2.6 को प्रयोग करके निम्नलिखित बोध प्रश्नों को हल करने का प्रयत्न कीजिए।

बोध प्रश्न 3

एक पीले रंग का बल्ब 2.80×10^{20} फोटॉन पैदा करता है, जिसकी तरंग-दैर्घ्य, $\lambda = 560 \text{ nm}$ है। इस बल्ब से पैदा होने वाली ऊर्जा की गणना कीजिए।

बोध प्रश्न 4

सोडियम धातु की सतह से $9 \times 10^5 \text{ ms}^{-1}$ के वेग से फोटो-इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित करने के लिए विकिरण की जिस आवृत्ति की आवश्यकता होगी, उसकी गणना कीजिए। सोडियम की देहली आवृत्ति $4.61 \times 10^{14} \text{ Hz}$ हर्ट्स है, और फोटो-इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान $= 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$ है।

2.3 द्रव्य की प्रकृति

विकिरण की द्वैती प्रकृति को समझने के बाद, आइए, अब द्रव्य की प्रकृति के बारे में विस्तार से अध्ययन करें। यह माना जाता रहा है कि द्रव्य, अणुओं और परमाणुओं या सही अर्थों में इलेक्ट्रॉनों और नाभिकों से मिलकर बना हुआ है तथा दूसरी ओर यह विकिरण से भिन्न है जो कि तरंग गति के रूप में ऊर्जा का संरक्षण है। किन्तु, सन् 1887 से 1927 की अवधि में किए गए प्रयोगों से यह पता चला कि द्रव्य, जिसे कण की भांति और विकिरण, जिसे तरंग की भांति माना जाता था, के बीच की परिसीमा बहुत दृढ़ नहीं है। इन प्रेक्षणों से यह स्पष्ट हो जाता है कि द्रव्य और विकिरण के, कण और तरंग, दोनों के गुणधर्म होते हैं। सन् 1924 में दे-ब्रॉगली नामक वैज्ञानिक ने द्रव्य की प्रकृति के बारे में निम्नलिखित संकल्पना को प्रस्तावित किया।

2.3.1 दे-ब्रॉगली संबंध

दे-ब्रॉगली ने तर्क दिया कि यदि विकिरण की द्वैती प्रकृति है तो द्रव्य कणों की भी द्वैती प्रकृति होनी चाहिए। उनके अनुसार प्रत्येक गतिशील कण के साथ एक तरंग संबद्ध होती है, जिसकी तरंग-दैर्घ्य λ , निम्नलिखित समीकरण द्वारा व्यक्त की जा सकती है :

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad \dots(2.7)$$

यहाँ, h प्लांक नियतांक है और p कण का संवेग है। किसी m द्रव्यमान के v वेग से चलने वाले कण के संवेग, p को निम्नलिखित प्रकार व्यक्त किया जाता है :

$$p = mv \quad \dots(2.8)$$

p का मान समीकरण 2.8 से समीकरण 2.7 में रखने पर हमें यह प्राप्त होता है :

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \dots(2.9)$$

ध्यान दीजिए कि समीकरण 2.9 तरंग जैसे गुणधर्म तरंग-दैर्घ्य जो कि समीकरण में बायीं ओर है, को कण जैसे गुणधर्म द्रव्यमान जो समीकरण में दायीं ओर है, के साथ संबंधित करता है।

आइए, अब द्रव्य या द्रव्य कणों से संबंधित तरंगों के बारे में अध्ययन करें।

2.3.2 द्रव्य तरंगें

वे तरंगें जो द्रव्य कणों के साथ संलग्न होती हैं तथा समीकरण 2.9 का पालन करती हैं, द्रव्य तरंगें (matter waves) कहलाती हैं। हम यह जानते हैं कि इलेक्ट्रॉन एक द्रव्य



दे-ब्रॉगली

(15th अगस्त 1892-19th मार्च 1977)

वे एक फ्रांसीसी भौतिकविद् थे। उन्होंने यह प्रस्तावित किया कि द्रव्य और विकिरण दोनों के तरंग और कण दोनों गुणधर्म होते हैं। उन्हें सन् 1929 में भौतिकी का

इलेक्ट्रॉन सूक्ष्मदर्शी, इलेक्ट्रॉन विवर्तन के सिद्धांत पर कार्य करता है। इस उपकरण की सहायता से अणु के आकार के कणों को देखा जा सकता है।

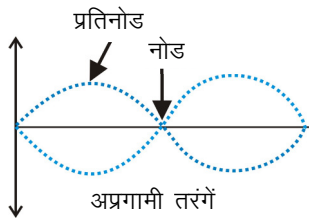
दे-ब्रॉग्ली के अनुसार नाभिक से आबधित इलेक्ट्रॉन एक अप्रगामी तरंग (standing wave) की भांति व्यवहार करता है। अप्रगामी तरंग तब उत्पन्न होती है जब किसी गिटार के तार को छेड़ा जाता है। ये तरंगे अप्रगामी इसलिए कहलाती हैं क्योंकि वे तार की दिशा में गति नहीं करती हैं।

कण है। आइए, इस विचारधारा को इलेक्ट्रॉन पर लागू करके देखते हैं। जब इलेक्ट्रॉन एक वृताकार कक्षा में नाभिक के चारों ओर परिक्रमा करता है, तब उसकी कक्षा की परिधि $2\pi r$ होती है। इलेक्ट्रॉन के साथ निहित तरंग को यदि वृत्त के चारों ओर ऐसे विस्तृत किया जाए जैसा कि चित्र 2.7 क) में प्रदर्शित किया गया है, तब यह तरंग लगातार तभी समकला में (in phase) होगी, जब वृत्त की परिधि तरंग-दैर्घ्य के पूर्ण गुणज के बराबर होगी, अर्थात्

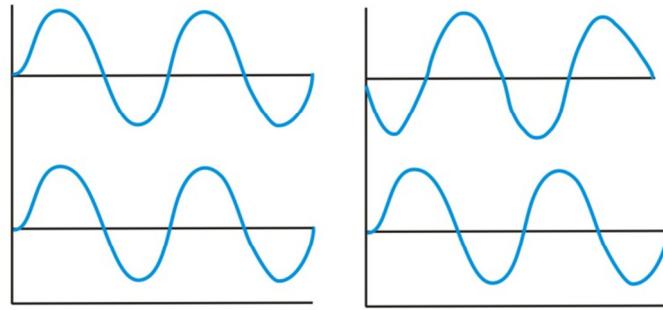
$$n\lambda = 2\pi r \quad \text{जहाँ } n = 1, 2, 3, \dots \quad \dots(2.10)$$

समीकरण 2.9 से λ का मान समीकरण 2.10 में रखने पर हम यह लिख सकते हैं :

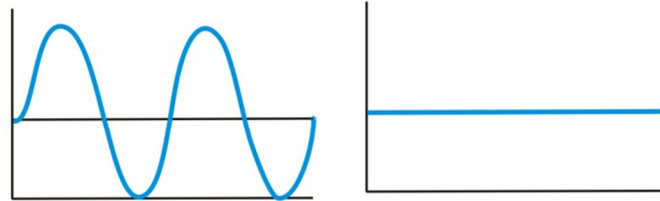
$$\frac{n.h}{mv} = 2\pi r \quad \dots(2.11)$$



ध्यान दीजिए कि नोड (node) शून्य आयाम वाले बिन्दु होते हैं और वे कोई विस्थापन प्रदर्शित नहीं करते हैं जबकि प्रतिनोड (प्रस्पंद, antinode) अधिकतम विस्थापन वाले बिन्दु होते हैं।

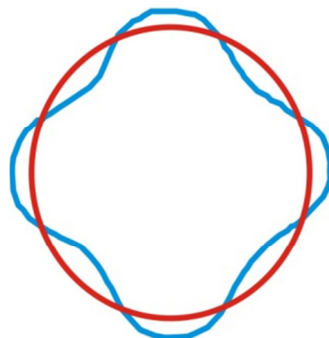


पृथक तरंगें



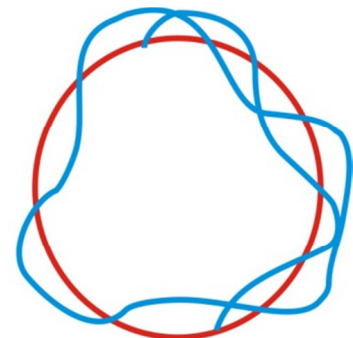
समकला में तरंगें

कला से बाहर तरंगें



तरंग वृत्त के ऊपर पूर्ण रूप से स्थित (फिट) हैं।

क)



तरंग वृत्त पर पूर्ण रूप से स्थित (फिट) नहीं है।

ख)

चित्र 2.7: क) समकला में तरंग और ख) कला से बाहर तरंग। समकला में तरंग अनुमत कक्षक को निरूपित करती है, जबकि समकला से बाहर तरंग यह दर्शाती है कि कक्षक अनुमत नहीं है।

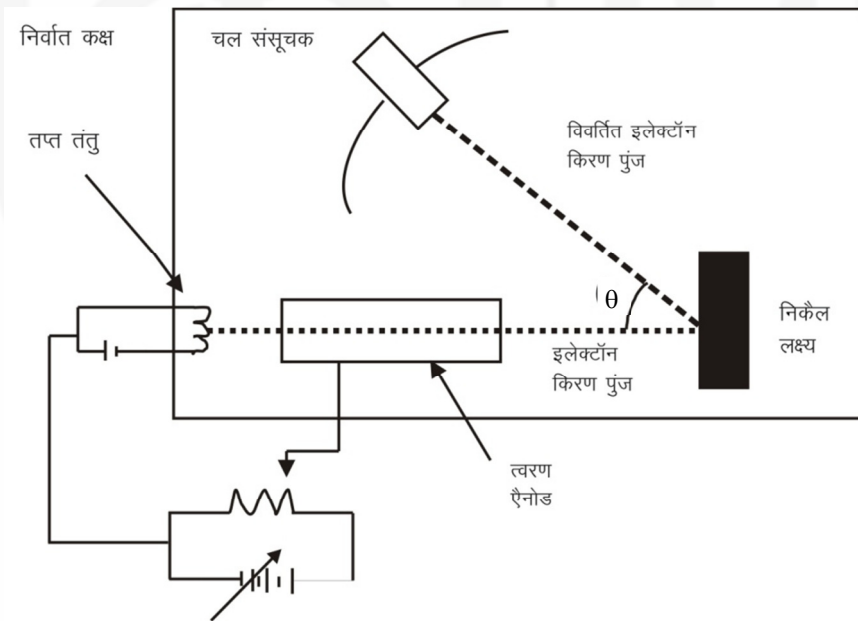
समीकरण 2.11 को पुनर्व्यवस्थित करने पर हम यह कह सकते हैं :

$$\frac{nh}{2\pi} = mvr \quad \dots(2.12)$$

चूंकि कोणीय संवेग mvr है, इसलिए यह निष्कर्ष निकाला जा सकता है कि केवल वही वृत्तीय कक्षाएं अनुमत होंगी जिनका कोणीय संवेग $\frac{h}{2\pi}$ इकाई का पूर्ण गुणज है। यही विचार बोर ने आत्मज्ञान से दिया था (इकाई 1, भाग 1.4)। अब हम यह चर्चा करेंगे कि किस प्रकार दे-ब्रॉग्ली के कण के तरंग प्रकृति के विचार को डेविसन और गर्मर ने प्रायोगिक आधार दिया।

2.3.3 डेविसन और गर्मर प्रयोग

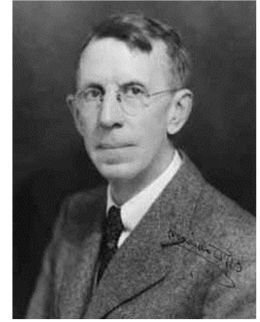
दे-ब्रॉग्ली के विचारों की सन् 1927 में डेविसन और गर्मर ने प्रयोगात्मक पुष्टि की। उन्होंने अपने प्रयोग में धातु की सतह से इलेक्ट्रॉन-किरणपुंज के परावर्तन का अध्ययन करके इलेक्ट्रॉन की तरंग प्रकृति सिद्ध की। सन् 1925 में वास्तव में, डेविसन और गर्मर निकेल के पृष्ठ का अध्ययन कर रहे थे जिसमें उन्होंने धातु पृष्ठ से प्रकीर्णित इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जाओं का मापन किया। उन्होंने यह प्रयोग निर्वात में इलेक्ट्रॉनों को त्वरित करके और फिर उनको निकेल धातु के पृष्ठ पर टकराकर किया। प्रकीर्णित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को निर्धारित करने के लिए एक अभिलेखित्र का उपयोग किया गया। इस प्रयोग के लिए प्रायोगिक व्यवस्था नीचे चित्र 2.8 में दिखाई गई है।



चित्र 2.8: डेविसन और गर्मर प्रयोग के लिए प्रायोगिक व्यवस्था।

ऊपर दिए गए प्रयोग से यह अपेक्षित था कि धातु पृष्ठ चाहे जितना भी एक समान हो वह कुछ इतना असमान (rough) ज़रूर होगा जिससे कि इलेक्ट्रॉन-किरणपुंज का परावर्तन, विवर्तन कोण के साथ एक समान तीव्रता वितरण वाला होना चाहिए।

परंतु, जब प्रयोग को किया गया तो दुर्घटनावश प्रयोग के कक्ष में वायु प्रवेश कर गई जिससे निकेल धातु के पृष्ठ पर निकेल ऑक्साइड बन गया। इस ऑक्साइड परत को हटाने के लिए डेविसन और गर्मर ने धातु के टुकड़े को उच्च ताप पर गर्म किया जिससे



क्लिंटन जॉसेफ डेविसन
(1881-1958)

वे एक अमरीकी भौतिकविद् थे। उन्हें इलेक्ट्रॉनों के तरंग गुणधर्म दर्शाने के लिए सन् 1937 में जी. पी. टॉमसन के साथ संयुक्त रूप से भौतिकी नोबेल पुरस्कार दिया गया।



लास्टर हाबर्ट गर्मर
(1896-1972)

वे भी एक अमरीकी भौतिकविद् थे जिन्होंने डेविसन के साथ इलेक्ट्रॉनों के तरंग गुणधर्मों के बारे में खोज की।



**जॉर्ज पेजेट टॉमसन
(1892-1975)**

वे एक अंग्रेजी भौतिकविद् थे और जे. जे. टॉमसन के पुत्र थे। उन्हें डेविसन के साथ इलेक्ट्रॉनों के तरंग गुणधर्म दर्शाने के लिए सन् 1937 में भौतिकी का नोबेल पुरस्कार प्रदान किया गया।

विवर्तन (diffraction), हल्के और गहरे प्रकाश का वह प्राप्त पैटर्न होता है जो तरंगों के किसी स्क्रीन या अभिलेखित्र की तरफ गति करने पर उनके रास्ते में आने वाली रुकावट के कारण उत्पन्न होता है।

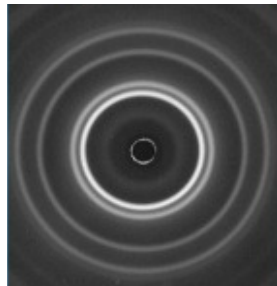
इलेक्ट्रॉन सूक्ष्मदर्शी इलेक्ट्रॉन विवर्तन के सिद्धांत पर कार्य करता है। इसके द्वारा अणुओं के आकार के कणों को देखा जा सकता है।

कि धातु में एकल क्रिस्टल क्षेत्र बन गए जिनमें क्रिस्टल तल विद्यमान थे। जब प्रयोग को किया गया तब इलेक्ट्रॉन इन तलों द्वारा प्रकीर्णित हो गए जिससे अन्वेषित शिखरों वाला विवर्तन पैटर्न प्राप्त हुआ।

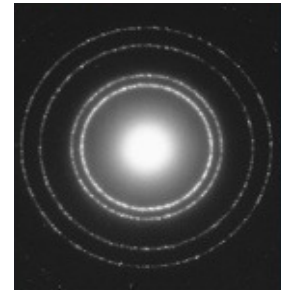
सन् 1927 में डेविसन और गर्मर द्वारा इस प्रयोग को फिर से दोहराया गया। उन्होंने विभिन्न कोणों पर विवर्तित इलेक्ट्रॉनों की तीव्रताओं की गणना की। जब इलेक्ट्रॉनों की गतिज ऊर्जा 54 eV थी, तब $\theta = 50^\circ$ पर अधिकतम तीव्रता प्रदर्शित हुई।

दे-ब्रॉग्ली समीकरण के प्रयोग द्वारा 54 eV ऊर्जा वाले इलेक्ट्रॉनों की तरंग-दैर्घ्य 0.167 nm होती है। ब्रैग समीकरण के उपयोग द्वारा प्रायोगिक परिणामों से $\lambda = 0.165 \text{ nm}$ प्राप्त होता है जो कि दे-ब्रॉग्ली संबंध द्वारा प्रागुक्त मान से मेल खाता है। अतः इस प्रकार इलेक्ट्रॉनों की तरंग प्रकृति सिद्ध हो गई।

सन् 1928 में टामसन और रीड ने धातु (ऐलुमिनियम) की पतली पन्नी में से इलेक्ट्रॉन-किरणपुंज को गुजारकर तथा उससे उत्पन्न विवर्तन वलयों का फोटोग्राफ लेकर ऊपर दिए गए कथन की पुष्टि की, (चित्र 2.9)।



X-किरणों
क)



X-इलेक्ट्रॉन
ख)

चित्र 2.9: ऐलुमिनियम पन्नी द्वारा तरंगों का विवर्तन : क) 71 pm तरंग-दैर्घ्य की एक्स किरणों द्वारा विवर्तन तथा ख) 50 pm तरंग-दैर्घ्य वाले इलेक्ट्रॉनों द्वारा विवर्तन। इन दोनों नमूनों की समानता कणों के तरंग गुणधर्म को दर्शाती है।

इन दोनों ही प्रयोगों से जो परिणाम प्राप्त हुए, वे समीकरण 2.7 के अनुकूल थे।

ऊपर दिए गए प्रयोग से दे-ब्रॉग्ली के इस प्रस्ताव की पुष्टि होती है कि कण भी तरंगों की तरह व्यवहार कर सकते हैं। अतः द्रव्य की द्वैती प्रकृति भी स्थापित हो गई।

इस तथ्य को समझ लेने के बाद कि इलेक्ट्रॉन भी तरंग की भांति व्यवहार कर सकते हैं। आइए, अब हम समीकरण 2.9 के प्रयोग द्वारा किसी गतिशील इलेक्ट्रॉन जिसका वेग $2.19 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}$ हो, के साथ संबंधित दे-ब्रॉग्ली तरंग-दैर्घ्य की गणना करें।

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

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(9.109 \times 10^{-31} \text{ kg})(2.19 \times 10^6 \text{ ms}^{-1})} = 3.32 \times 10^{-10} \text{ m}$$

अब हम $2.2 \times 10^{-3} \text{ kg}$ द्रव्यमान वाली एक गोली की दे-ब्रॉग्ली तरंग-दैर्घ्य को परिकलित करते हैं जबकि यह गोली 30 ms^{-1} के वेग से चल रही है।

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(2.2 \times 10^{-3} \text{ kg})(30 \text{ ms}^{-1})} = 1 \times 10^{-32} \text{ m}$$

इन दोनों तरंग-दैर्घ्यों की तुलना करने से यह स्पष्ट हो जाता है कि किस प्रकार द्रव्यमान किसी निकाय की दे-ब्रॉग्ली तरंग-दैर्घ्य को प्रभावित करता है।

समीकरण 2.9 से हम यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि किसी दिए गए वेग पर तरंग-दैर्घ्य निकाय के द्रव्यमान के व्युत्क्रमानुपाती होती है अर्थात् अधिक द्रव्यमान वाले कण की तरंग-दैर्घ्य, λ बहुत छोटी होती है, और बहुत अधिक द्रव्यमान m वाली भारी वस्तुओं की तरंग-दैर्घ्य, λ इतनी छोटी होती है कि उसको मापा नहीं जा सकता।

तरंग-दैर्घ्य, λ को विवर्तन के प्रयोगों द्वारा मापा जा सकता है।

अगले भाग में हाइज़ेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धांत का अध्ययन करने से पहले अब आप निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 5

प्रतिदिन के प्रेक्षणों में हमें द्रव्य की तरंग प्रकृति का आभास क्यों नहीं होता?

2.4 हाइज़ेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धांत

पिछले भाग में, आपने इलेक्ट्रॉनों की द्वैती प्रकृति के बारे में पढ़ा। अब हम देखेंगे कि क्या हम इलेक्ट्रॉनों की अवस्थिति (location) के बारे में भी कुछ बता सकते हैं? किसी भी असूक्ष्म आकार के कण की अवस्थिति, उसकी स्थिति और वेग द्वारा दर्शायी जाती है। जब हम प्रकाश डालकर या फोटॉनों द्वारा संतप्त करके, किसी गतिशील इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति ज्ञात करना चाहते हैं, तब इलेक्ट्रॉन और फोटॉन के टकराने से इलेक्ट्रॉन का संवेग बदल जाता है। अतः स्थिति ज्ञात करने में निश्चितता बढ़ाने से, संवेग की निश्चितता कम हो जाती है। इस बारे में हाइज़ेनबर्ग ने वक्तव्य दिया कि एक साथ, किसी कण की सही स्थिति और सही संवेग का निर्धारण करना असंभव है। इन दो राशियों के माप की अनिश्चितताएँ व्युत्क्रमानुपाती होती हैं और यदि एक को बिल्कुल ठीक माप लिया जाए तो दूसरी उसी अनुरूप में कम सही होगी। इलेक्ट्रॉन की स्थिति में अनिश्चितता, Δx और संवेग में अनिश्चितता Δp_x का गुणनफल, प्लांक नियतांक, h के बराबर होता है। अतः

$$\Delta p_x \cdot \Delta x = h \quad \dots(2.13)$$

इस समीकरण में ध्यान देने वाली बात यह है कि स्थिति और संवेग दोनों एक ही अक्ष पर हैं न कि अलग-अलग अक्षों पर। इसका अर्थ यह हुआ कि एक साथ संवेग p_x और स्थिति x को, x -अक्ष पर मापना असंभव है, लेकिन संवेग, p_y को y -अक्ष पर और स्थिति x को x -अक्ष पर, एक साथ और बिल्कुल सही मापा जा सकता है।

यह सीमा दूसरे चरों के संयोजनों जैसे वेग, ऊर्जा, समय, कोणीय संवेग, आदि पर भी समान रूप से लागू होती है। अतः हम कह सकते हैं कि

$$\Delta E \cdot \Delta t = h \quad \dots(2.14)$$



वर्नर कार्ल हाइज़ेनबर्ग
(1901-1976)

वे जर्मनी के एक भौतिकविद् थे।
उन्हें सन् 1932 में भौतिकी का
नोबेल पुरस्कार प्रदान किया।

यहाँ, ध्यान देने वाली मुख्य बात यह है कि जिन चरों के युग्मों पर हाइज़ेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धांत लागू होता है, उन के गुणनफल की विमाएं और प्लांक नियतांक की विमाएं समान होती हैं।

अतः अनिश्चितता सिद्धांत के संदर्भ में, बोर मॉडल की निश्चित कक्षाओं की संकल्पना का परिवर्तन आवश्यक है क्योंकि हम निश्चित रूप से इलेक्ट्रॉन की अवस्थिति ज्ञात नहीं कर सकते। अधिक से अधिक हम किसी निश्चित समय में और किसी दिए हुए स्थान पर, इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता (probability) ज्ञात कर सकते हैं।

क्लासिकी या चिर प्रतिष्ठित यांत्रिकी द्वारा कुछ तथ्यों की विवेचना न दिए जा सकने पर श्रोडिंगर ने एक नए दृष्टिकोण से परमाणु संरचना को समझाया। इस नए दृष्टिकोण को तरंग-यांत्रिकी के नाम से जाना जाता है। अगली इकाई में, हम इस दृष्टिकोण का विस्तार-पूर्वक अध्ययन करेंगे।

2.5 सारांश

इस इकाई में आपने विकिरण की तरंग प्रकृति के बारे में पढ़ा। यहाँ विद्युत्-चुंबकीय तरंग के तरंग प्राचलों जैसे तरंग-दैर्घ्य, आवृत्ति, तरंग संख्या और ऊर्जा की व्याख्या की गई। इन प्राचलों के आपसी संबंध को भी दर्शाया गया। यह भी बताया गया कि कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की संतोषजनक व्याख्या विकिरण की कण प्रकृति को ध्यान में रखते हुए की जा सकती है।

इसी तर्क को आगे बढ़ाते हुए दे-ब्रॉगली ने बताया कि द्रव्य के कणों की भी तरंग प्रकृति होनी चाहिए। द्रव्य से उत्पन्न होने वाली तरंगों को द्रव्य तरंगें कहते हैं और ये तरंगें तभी महत्वपूर्ण होती हैं जब द्रव्य के कण अतिसूक्ष्म हों। यहाँ डेविसन और गर्मर के प्रयोग की व्याख्या भी की गई जिससे इलेक्ट्रॉनों की तरंग प्रकृति की पुष्टि हुई। अंत में हाइज़ेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत का वर्णन किया गया जिसके अनुसार, किसी कण की यथार्थ स्थिति और उसके संवेग को एक साथ ठीक-ठीक निर्धारित करना असंभव है।

2.6 अंत में कुछ प्रश्न

1. एक पिंड जिसका द्रव्यमान 1 kg है, की दे-ब्रॉगली तरंग-दैर्घ्य ज्ञात कीजिए जबकि यह 1500 ms^{-1} के वेग से गति कर रहा हो।
2. एक इलेक्ट्रॉन की गति 300 ms^{-1} है तथा इसको 0.01% की परिशुद्धता के साथ मापा जा सकता है। इसकी स्थिति आप कितनी अधिकतम परिशुद्धता के साथ ज्ञात कर सकते हैं? ($m = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$ है।)
3. 300 nm तरंग-दैर्घ्य वाले प्रकाश की आवृत्ति, तरंग संख्या, प्रति क्वांटम ऊर्जा तथा प्रति मोल ऊर्जा की गणना कीजिए।
4. क्लासिकी यांत्रिकी की असफलता के दो मुख्य कारणों की व्याख्या कीजिए।
5. क) कृष्णिका विकिरण के मुख्य लक्षणों का वर्णन कीजिए।

ख) क्लासिकी सिद्धांत किस प्रकार कृष्णिका विकिरण की व्याख्या करने में असमर्थ रहा?

6. क) प्रकाश-विद्युत् प्रभाव को परिभाषित कीजिए।

ख) आइन्स्टीन के प्रकाश-विद्युत् प्रभाव के सिद्धांत का गणितीय सूत्र दीजिए।

7. सीजियम धातु में से $2.0 \times 10^{-19} \text{ J}$ गतिज ऊर्जा वाले फोटो-इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए किस तरंग-दैर्घ्य वाले प्रकाश की आवश्यकता होगी? इसकी गणना कीजिए जबकि सीजियम के लिए $\nu_0 = 4.55 \times 10^{14} \text{ Hz}$ है।

2.7 उत्तर

बोध प्रश्न

$$1. \quad \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{2.338 \times 10^8}{560 \times 10^{-9}} \text{ Hz} = 5.35 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

$$2. \quad \nu_{\text{लाल}} < \nu_{\text{नारंगी}} < \nu_{\text{पीला}} < \nu_{\text{हरा}} < \nu_{\text{नीला}} < \nu_{\text{जामुनी}} < \nu_{\text{बैंगनी}}$$

$$3. \quad E = nh\nu = \frac{nhc}{\lambda}$$

$$= \frac{2.80 \times 10^{20} \times 6.626 \times 10^{-34} \times 2.998 \times 10^8}{560 \times 10^{-9}} \text{ J}$$

$$= 99.3 \text{ J}$$

$$4. \quad \nu = \frac{(h\nu_0 + mv^2/2)}{h}$$

$$= \frac{(6.626 \times 10^{-34} \times 4.61 \times 10^{14}) + (\frac{1}{2} \times 9.109 \times 10^{-31} \times (9 \times 10^5)^2)}{6.626 \times 10^{-34}} \text{ Hz}$$

$$= 1.02 \times 10^{15} \text{ Hz}$$

5. चूंकि प्रतिदिन के जीवन में हम उन वस्तुओं के सम्पर्क में आते हैं जो सूक्ष्म नहीं होती और जिनका द्रव्यमान बहुत ज्यादा होता है। अतः उनके साथ निहित तरंग-दैर्घ्य इतनी छोटी होती है कि उसको मापा नहीं जा सकता। इसलिए प्रतिदिन के प्रेक्षणों में हमें दे-ब्रॉग्ली तरंगों का आभास नहीं होता।

अंत में कुछ प्रश्न

$$1. \quad \text{समीकरण } \lambda = \frac{h}{mv} \text{ का उपयोग करने पर}$$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}}{1 \text{ kg} \times 1500 \text{ m s}^{-1}}$$

$$= 4.417 \times 10^{-37} \text{ m}$$

2. समीकरण $\Delta p \cdot \Delta x = h$ का उपयोग करने पर और $\Delta p = m \cdot \Delta v$ रखने पर,

स्थिति में अनिश्चितता ज्ञात करने के लिए पहले Δv ज्ञात करना होगा।

$$\text{अतः, } \Delta x = \frac{h}{m \cdot \Delta v} = 2.427 \times 10^{-2} \text{ m}$$

$$3. \quad \nu = 9.993 \times 10^{14} \text{ Hz}; \bar{\nu} = 3.333 \times 10^6 \text{ m}^{-1};$$

$$\epsilon = 6.621 \times 10^{-19} \text{ J}; E = 398.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$4. \quad \text{i)} \quad \text{ऊर्जा का कोई भी ऐच्छिक मान हो सकता है।}$$

$$\text{ii)} \quad \text{स्थिति और संवेग एक साथ ज्ञात करना संभव है।}$$

$$5. \quad \text{क)} \quad \text{i)} \quad \text{छोटी तरंग-दैर्घ्य वाले क्षेत्रों में विकिरण की तीव्रता कम होती है।}$$

$$\text{ii)} \quad \text{जैसे-जैसे तापमान बढ़ता है वैसे-वैसे छोटी तरंग-दैर्घ्य क्षेत्र वाले विकिरण की तीव्रता भी बढ़ती है।}$$

$$\text{ख)} \quad \text{क्लासिकी सिद्धांत के अनुसार कृष्णिका को सम्पूर्ण तरंग-दैर्घ्य क्षेत्र में विकिरण का उत्सर्जन करना चाहिए।}$$

$$6. \quad \text{क)} \quad \text{धातु पर पराबैंगनी प्रकाश पड़ने पर फोटो-इलेक्ट्रॉनों का उत्सर्जित होना।}$$

$$\text{ख)} \quad h\nu - h\nu_0 = mv^2 / 2$$

$$7. \quad \frac{hc}{\lambda} = h\nu_0 + mv^2 / 2$$

$$= [(6.626 \times 10^{-34} \times 4.55 \times 10^{14}) + 2.0 \times 10^{-19}] \text{ J}$$

$$\lambda = 396.1 \text{ nm}$$

क्वांटम यांत्रिकीय दृष्टिकोण।

इकाई की रूपरेखा

3.1 प्रस्तावना	3.4 काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण
उद्देश्य	3.5 ψ और ψ^2 की सार्थकता
3.2 परमाणु संरचना के लिए नए दृष्टिकोण की आवश्यकता	3.6 श्रोडिंगर समीकरण के अनुप्रयोग
3.3 क्वांटम यांत्रिकी क्या है?	हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं के ऊर्जा स्तर
क्वांटम यांत्रिकी के अभिगृहीत	3.7 सारांश
प्रेक्षणीय और संकारक	3.8 अंत में कुछ प्रश्न
आइगेन फलन	3.8 उत्तर
आइगेन मान	

3.1 प्रस्तावना

इकाई 2 में हमने विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति के बारे में विस्तार से चर्चा की। अतः अब आप यह कह सकते हैं कि विकिरण और द्रव्य दोनों तरंग के जैसा या कणों के जैसा व्यवहार कर सकते हैं। अतः परमाणु की संरचना की व्याख्या करने के लिए एक ऐसे नए दृष्टिकोण की आवश्यकता होती है जिसमें इलेक्ट्रॉन के तरंग और कण दोनों प्रकार के गुणधर्मों का संज्ञान लिया जा सके।

इस इकाई के प्रारंभ में हम इस दृष्टिकोण की आवश्यकता के बारे में चर्चा करेंगे। उसके बाद इस दृष्टिकोण जिसे क्वांटम यांत्रिकी कहते हैं, की विस्तार से चर्चा की जाएगी जिसमें आप क्वांटम यांत्रिकी के विभिन्न अभिगृहीतों के बारे में पढ़ेंगे। इन अभिगृहीतों की चर्चा करते समय हम गणितीय संकल्पनाओं का उपयोग उतना ही करेंगे जितना कि इन अवधारणाओं को समझने के लिए आवश्यक है।

यहाँ, हम विभिन्न प्रेक्षणीयों (observables) और उनके संगत क्वांटम यांत्रिकीय संकारकों (operators) की व्याख्या करेंगे। आइगेन फलन और आइगेन मान संकल्पनाओं की भी चर्चा की जाएगी। इसके बाद, आपको काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण के बारे में बताया जाएगा। फिर हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं की ऊर्जा अवस्थाओं का वर्णन किया जाएगा।

इस इकाई में दी गई संकल्पनाओं को समझकर आप उनका उपयोग इकाई 4 में हाइड्रोजन परमाणु की संरचना को जानने में करेंगे।

उद्देश्य

इकाई को पढ़ने के बाद, आप :

- ❖ परमाणुओं की संरचना का वर्णन करने के लिए एक नए दृष्टिकोण जिसे क्वांटम यांत्रिकीय दृष्टिकोण कहते हैं, की आवश्यकता की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ क्वांटम यांत्रिकी की मुख्य संकल्पनाओं की चर्चा कर सकेंगे;
- ❖ क्वांटम यांत्रिकी के विभिन्न अभिगृहीतों की सूची बना सकेंगे;
- ❖ किसी प्रेक्षणीय की परिभाषा दे सकेंगे और उसके संगत संकारक को लिख सकेंगे;
- ❖ समय-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण को लिख सकेंगे और उसमें आने वाले विभिन्न पदों की व्याख्या कर सकेंगे; और
- ❖ ψ और ψ^2 की सार्थकता का वर्णन कर सकेंगे।

3.2 परमाणु संरचना के लिए नए दृष्टिकोण की आवश्यकता

सन् 1913 में, जब बोर ने परमाणु संरचना का सिद्धांत दिया, से लेकर सन् 1925-26 जब श्रोडिंगर ने एक नए दृष्टिकोण का विकास किया, तक क्वांटम सिद्धांत में होने वाले विकास को 'पुराना क्वांटम सिद्धांत' (old quantum theory) कहा जाता है। जैसा कि इकाई 2 में चर्चा की गई है, जब यह पता चला कि इलेक्ट्रॉनों को केवल कणों के रूप में भी नहीं वर्णित किया जा सकता और उनके तरंग जैसे गुणधर्म भी होते हैं तब इलेक्ट्रॉन का वर्णन करने के लिए ऐसे तरीके की आवश्यकता महसूस हुई जो कि उसकी तरह तरंग गति वाले व्यवहार के बारे में भी व्याख्या कर सके। तरंग-कण द्वैती प्रकृति केवल इलेक्ट्रॉनों तक ही सीमित नहीं है परंतु ऐसा सारे द्रव्य के लिए सही होता है।

अतः अब परमाण्विक स्तर पर द्रव्य के व्यवहार का पूर्ण वर्णन करने के लिए तरंग और कण, दोनों गुणधर्मों की व्याख्या करना आवश्यक हो जाता है। इसके साथ ही, इलेक्ट्रॉन जैसे किसी अव-परमाण्विक कण, जो कि तरंग के जैसे ही व्यवहार करता है, की स्थिति को व्यक्त करना भी एक समस्या होती है। और, हाइज़ेनबर्ग आनिश्चितता सिद्धांत के अनुसार, किसी कण की स्थिति और संवेग एक साथ यथार्थ रूप से ज्ञात नहीं किए जा सकते।

अतः परमाणु की संरचना का वर्णन करने के लिए एक नए दृष्टिकोण की आवश्यकता पड़ी। इलेक्ट्रॉन के कण तथा तरंग, दोनों प्रकार के व्यवहार का वर्णन करने वाले इस नए दृष्टिकोण को क्वांटम यांत्रिकी (quantum mechanics) या तरंग यांत्रिकी (wave mechanics) कहते हैं और इसकी चर्चा अगले भाग में की गई है। इसका विकास श्रोडिंगर और हाइज़ेनबर्ग ने साथ-साथ तथा निष्पक्ष रूप से किया।

1926 में श्रोडिंगर ने इलेक्ट्रॉन की गतियों को एक तरंग के रूप में मान कर तरंग यांत्रिकी का विकास किया तथा इसका सैद्धांतिक गणितीय सूत्र एक आंशिक अवकल

समीकरण के रूप में दिया जिसे श्रोडिंगर समीकरण के नाम से जाना जाता है।

सन् 1925 में हाइजेनबर्ग ने निष्पक्ष रूप से मैट्रिक्स के गुणों को प्रयोग करके श्रोडिंगर जैसे परिणाम प्राप्त किए। उनके सूत्रपातों को मैट्रिक्स यांत्रिकी (matrix mechanics) के नाम से जाना जाता है।

परंतु, अब हम इससे आगे केवल श्रोडिंगर के दृष्टिकोण का उपयोग करेंगे। हम इस इकाई में श्रोडिंगर समीकरण की चर्चा करेंगे और इकाई 4 में हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण का उपयोग करेंगे। परंतु, उससे पहले आइए क्वांटम यांत्रिकी के सामान्य सिद्धांतों को समझें।

3.3 क्वांटम यांत्रिकी क्या है?

आप अपने पहले के अध्ययन से इस बात से परिचित हैं कि सत्रहवीं शताब्दी के अंत में न्यूटन ने गति के नियमों (laws of motion) के बारे में बताया, जो कि क्लासिकी यांत्रिकी (classical mechanics) के अंतर्गत आते थे। परंतु, उन्नीसवीं शताब्दी के अंत में और बीसवीं शताब्दी के पहले दो दशकों में किए गए कुछ प्रयोगों से जो परिणाम प्राप्त हुए वे क्लासिकी यांत्रिकी से अपेक्षित परिणामों के अनुरूप नहीं थे।

अतिसूक्ष्म कणों के व्यवहार का वर्णन करने वाले नियमों को क्वांटम यांत्रिकी कहा जाता है। जब क्वांटम यांत्रिकी को रसायन विज्ञान से संबंधित संकल्पनाओं के लिए अनुप्रयोग किया जाता है, तब उन्हें क्वांटम रसायन विज्ञान (quantum chemistry) कहा जाता है। क्वांटम रसायन विज्ञान का अध्ययन अणुओं के ऊष्मागतिक गुणधर्मों के निर्धारण में तथा उनकी संरचनाओं और आपेक्षित स्थायित्वों को समझने में महत्वपूर्ण होता है। यह अणुओं और परमाणुओं के स्पेक्ट्रमी गुणधर्मों और उनकी अभिक्रियाओं की बलगतिकी को समझने में भी सहायता करता है। क्वांटम यांत्रिकीय सिद्धांतों के अनुप्रयोग जैव रासायनिक अध्ययनों और नैनो-पदार्थों के क्षेत्रों में भी हैं। अतः क्वांटम यांत्रिकी के सामान्य सिद्धांतों को समझना अत्यन्त महत्वपूर्ण है।

क्वांटम यांत्रिकी का विकास सन् 1900 में प्रारंभ हुआ जब प्लांक ने गर्म ठोसों से उत्सर्जित विकिरण का अध्ययन किया। आपने इकाई 2 में देखा कि किस प्रकार कृष्णिका विकिरण के प्रेक्षित परिणामों की व्याख्या करने में यह किस प्रकार सहायक सिद्ध हुई।

बाद में इकाई 2 में आपने पढ़ा कि हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता सिद्धांत के अनुसार, किसी कण की निश्चित स्थिति और संवेग एक साथ ज्ञात नहीं किए जा सकते। अत्यन्त छोटे कणों जैसे इलेक्ट्रॉन के लिए इस अनिश्चितता की अनदेखी नहीं की जा सकती। इससे हम क्वांटम यांत्रिकी के नीचे दिए गए प्रथम अभिगृहीत पर पहुंचते हैं:

क्लासिकी यांत्रिकी में N कणों वाले निकायों की अवस्था $3N$ स्थितियों और $3N$ वेगों अथवा संवेगों को बताकर दी जा सकती है।

अभिगृहीत 1

किसी क्वांटम-यांत्रिकीय निकाय की अवस्था किसी फलन $\psi(r,t)$ द्वारा पूर्ण रूप से दी जा सकती है, जो कि कण के निर्देशांकों और समय पर निर्भर करता है। इस फलन को तरंग फलन अथवा अवस्था फलन कहते हैं। इस फलन का एक महत्वपूर्ण गुणधर्म यह है कि किसी समय t पर r पर स्थित आयतन के अल्पांश (छोटे भाग) $dx dy dz$, में कण के पाए जाने की प्रायिकता $\psi^*(r,t)\psi(r,t)dx dy dz$ होती है।

किसी मापे जा सकने वाले गतिक चर को प्रेक्षणीय (observable) कहते हैं। कुछ सामान्य प्रेक्षणीय चरों के उदाहरण हैं — स्थिति, संवेग, कोणीय संवेग और ऊर्जा। क्वांटम यांत्रिकी का दूसरा अभिगृहीत इन्हीं प्रेक्षणीयों के बारे में है, जिसे नीचे दिया गया है।

अभिगृहीत 2

क्लासिकी यांत्रिकी में प्रत्येक प्रेक्षणीय के लिए क्वांटम यांत्रिकी में एक संगत संकारक (operator) होता है।

संकारक एक गणितीय आदेश होता है जो यह बताता है कि संकारक के बाद आने वाले पद पर क्या क्रिया करनी है। अतः $\sqrt{2}$ अभिव्यक्ति में, वर्गमूल ($\sqrt{\quad}$) का निशान एक संकारक है जो यह बताता है कि 2 का वर्गमूल लेना है।

इसी तरह $\frac{d(x^2 + 5x)}{dx}$ में, $\frac{d}{dx}$ एक संकारक है, जो कि $(x^2 + 5x)$ के, x के सापेक्ष अवकलज (derivative) को दर्शाता है।

नीचे सारणी 3.1 में कुछ सामान्य प्रेक्षणीयों और उनके संकारकों के उदाहरण दिए गए हैं :

सारणी 3.1: कुछ प्रेक्षणीय और उनके संकारक

प्रेक्षणीय		संकारक	
नाम	संकेत	संकेत	संक्रिया
स्थिति	x	$\hat{X}$	x से गुणा करना
	r	$\hat{R}$	r से गुणा करना
संवेग	P_x	$\hat{P}_x$	$-ih \frac{\partial}{\partial x}$
	P	$\hat{P}$	$-ih \left(i \frac{\partial}{\partial x} + j \frac{\partial}{\partial y} + k \frac{\partial}{\partial z} \right)$
गतिज ऊर्जा	K_x	$\hat{K}_x$	$-\frac{h^2}{2m} \frac{\partial^2}{\partial x^2}$
	K	$\hat{H}$	$-\frac{h^2}{2m} \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right)$
स्थितिज ऊर्जा	$U(x)$	$U(\hat{x})$	$U(x)$ से गुणा करना
	$U(x, y, z)$	$U(\hat{x}, \hat{y}, \hat{z})$	$U(x, y, z)$ से गुणा करना
कुल ऊर्जा	E	$\hat{H}$	$-\frac{h^2}{2m} \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + U(x, y, z)$
कोणीय संवेग	$l_x = yp_z - zp_y$	$\hat{L}_x$	$-ih \left(y \frac{\partial}{\partial z} - z \frac{\partial}{\partial y} \right)$
	$l_y = zp_x - xp_z$	$\hat{L}_y$	$-ih \left(z \frac{\partial}{\partial x} - x \frac{\partial}{\partial z} \right)$
	$l_z = xp_y - yp_x$	$\hat{L}_z$	$-ih \left(x \frac{\partial}{\partial y} - y \frac{\partial}{\partial x} \right)$

संकारक अवास्तविक या समिश्रण राशियाँ भी हो सकते हैं जैसे कि संवेग के x घटक के संकारक में होता है।

Source: Quantum Chemistry, Donald A. McQuarrie, Viva Books Private Limited.

अगले भाग को पढ़ने से पहले निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 1

प्रेक्षणीय की परिभाषा दीजिए।

3.4 काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण

श्रोडिंगर ने यह तर्क दिया कि इलेक्ट्रॉन या कोई अन्य कण जिसमें तरंग के गुणधर्म हैं, को एक तरंग फलन (wave function) द्वारा व्यक्त किया जाना चाहिए। यह तरंग फलन यूनानी वर्ण, ψ , (साई, *psi*) द्वारा अभिव्यक्त किया जाता है। ψ , किसी दिए गए बिंदु पर तरंग का आयाम बताता है। श्रोडिंगर ने इलेक्ट्रॉन के तरंग गुणों को एक समीकरण के रूप में प्रस्तुत किया जिसे श्रोडिंगर समीकरण के नाम से जाना जाता है। श्रोडिंगर समीकरण तरंग यांत्रिकी का मूल समीकरण है। इसे निम्नलिखित प्रकार से प्राप्त किया जाता है।

x -दिशा में हम तरंग गति के समीकरण को इस प्रकार लिख सकते हैं :

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} = \frac{-4\pi^2 \psi}{\lambda^2}$$

$$\text{या } \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{4\pi^2 \psi}{\lambda^2} = 0 \quad \dots(3.1)$$

समीकरण 3.1 में $\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2}$ पद, ψ के x के सापेक्ष द्वितीय कोटि के आंशिक अवकलज को दर्शाता है।

यह समीकरण सभी कणों जैसे इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन, आदि के लिए मान्य है।

किसी भी गतिशील कण की कुल ऊर्जा, E , उसकी स्थितिज ऊर्जा, V , और गतिज ऊर्जा के जोड़ के बराबर होगी। अतः

$$\text{ऊर्जा, } E = \text{स्थितिज ऊर्जा} + \text{गतिज ऊर्जा}$$

$$\text{या गतिज ऊर्जा} = E - \text{स्थितिज ऊर्जा}$$

$$= E - V \quad \dots (3.2)$$

किसी m द्रव्यमान और p संवेग से चलने वाले कण की गतिज ऊर्जा को निम्नलिखित प्रकार लिखा जाता है

$$\text{गतिज ऊर्जा} = \frac{p^2}{2m} \quad \dots(3.3)$$

$$p = mv$$

$$p^2 = m^2 v^2$$

$$\frac{p^2}{2m} = \frac{m^2 v^2}{2m}$$

$$= \frac{1}{2} m v^2$$

$$= \text{गतिज ऊर्जा}$$

समीकरण 2.7 से हम p को $\frac{h}{\lambda}$ के बराबर रख सकते हैं; अतः समीकरण 3.3 को हम

पुनः इस प्रकार लिख सकते हैं :

$$\text{गतिज ऊर्जा} = \frac{h^2}{\lambda^2} = E - V$$

$$\text{या} \quad = \frac{h^2}{(2m)(E - V)} \quad \dots(3.4)$$

इस समीकरण से λ^2 का मान समीकरण 3.1 में रखने पर हम पाते हैं कि

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{4\pi^2 2m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

$$\text{या} \quad \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad \dots(3.5)$$

समीकरण 3.5 को ही एक विमा में श्रोडिंगर समीकरण के नाम से जाना जाता है। इसी प्रकार, एक ऐसे कण के लिए जिसकी गति तीन निर्देशांकों x, y और z द्वारा निरूपित होती है, श्रोडिंगर समीकरण तीन विमाओं में निम्नलिखित प्रकार लिखा जाता है :

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad \dots(3.6)$$

इसको दूसरे रूप में हम इस प्रकार भी लिख सकते हैं :

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad \dots(3.7)$$

जबकि $\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$ होता है और इसे लापलासियन संकारक (Laplacian operator) कहते हैं।

समीकरण 3.7 को हम सामान्य रूप में निम्नलिखित प्रकार लिखते हैं :

$$\left[\frac{-h^2}{8\pi^2 m} \nabla^2 + V \right] \psi = E \psi \quad \dots(3.8)$$

हैमिल्टनी संकारक (Hamiltonian operator) H को निम्नलिखित रूप से परिभाषित करने पर,

$$H = \frac{-h^2}{8\pi^2 m} \nabla^2 + V \quad \dots(3.9)$$

समीकरण 3.8 को इस प्रकार लिखा जा सकता है :

$$H \psi = E \psi \quad \dots(3.10)$$

ध्यान दीजिए कि समीकरण 3.10 काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण है क्योंकि इसमें n तो हैमिल्टनी संकारक और n ही तरंग फलन समय पर निर्भर करता है।

ऊपर समीकरण 3.10 में दिया गया समीकरण श्रोडिंगर समीकरण का सबसे सामान्य रूप है। अतः इस समीकरण के अनुसार, जब हम हैमिल्टनी संकारक द्वारा दी गई गणितीय संक्रियाओं को ψ पर करते हैं, तब हमें अपरिवर्तित तरंग फलन ψ और एक स्थिरांक E , का गुणनफल प्राप्त होता है। यहाँ E इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा है।

उस तरंग फलन जो श्रोडिंगर समीकरण के संतोषजनक हल देता है, प्राप्त करना आसान नहीं होता है। अतः इसके लिए विभिन्न तरंग फलनों की जाँच की जाती है जिससे कि श्रोडिंगर समीकरण का संतोषजनक हल प्राप्त हो सके।

श्रोडिंगर समीकरण को अनेक अभिप्रायोगिक (trial) तरंग फलनों द्वारा हल किया जा सकता है। किसी भी निकाय में ψ के वे निश्चित मान, जो ऊपर दिए गए श्रोडिंगर समीकरण का संतोषजनक हल निकालते हैं, आइगेन फलन कहलाते हैं तथा इन मानों के अनुरूप ऊर्जा के मानों को उस निकाय के आइगेन मान कहा जाता है।

यह क्वांटम यांत्रिक के अभिगृहीत 3 के अनुसार है जिसे नीचे दिया गया है।

अभिगृहीत 3

किसी संकारक $\hat{A}$ से संबंधित प्रेक्षणीय के मापन में केवल वे मान प्रेक्षित होंगे जो आइगेन मान a होते हैं, जो निम्नलिखित आइगेन मान समीकरण को संतुष्ट करते हैं।

$$\hat{A}\psi = a\psi$$

ऊपर दी गई संकल्पनाओं को समझने के बाद, आइए, यह जाने की ψ और ψ^2 का क्या अभिप्राय है। परंतु, उससे पहले आप निम्नलिखित बोध प्रश्नों के उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 2

लापलासियन संकारक क्या होता है?

बोध प्रश्न 3

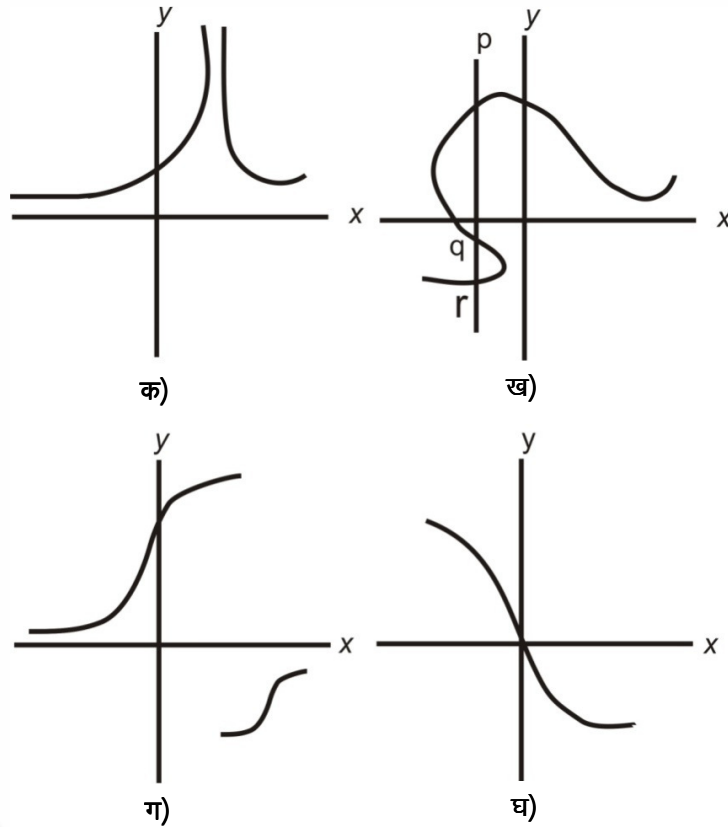
आइगेन फलन और आइगेन मान पदों की व्याख्या कीजिए।

3.5 ψ और ψ^2 की सार्थकता

तरंग फलन ψ को तरंग का आयाम माना जाता है। आयाम की भांति, तरंग फलन कुछ क्षेत्रों में धनात्मक मान ले सकता है तथा कुछ अन्य क्षेत्रों में ऋणात्मक। इकाई 9 में आप पढ़ेंगे कि किस प्रकार ψ की प्रकृति परमाणुओं के बीच बनने वाले आबंधों को प्रभावित करती है, अर्थात् एक ही कला (phase) के तरंग फलनों से आबंधी संयोजन प्राप्त होते हैं।

किसी भी विशेष विचाराधीन स्थिति में, ψ , परिमित, संतत तथा एक मान वाला होना चाहिए। ऐसा होने पर ही तरंग फलन को संतोषजनक व्यावहारिक फलन (well behaved function) माना जाएगा। उदाहरण के लिए, चित्र 3.1 क) में दिखाया गया तरंग फलन संतोषजनक व्यवहार वाला नहीं है क्योंकि यह परिमित नहीं है। इसी प्रकार चित्र 3.1 ख) में दिखाया गया तरंग फलन, x के एक निश्चित मान के लिए, एक मान वाला नहीं है। x के एक मान के लिए ψ के p, q और r बिंदुओं द्वारा दिखाए गए तीन मान हैं। इसी प्रकार चित्र 3.1 ग) में दिखाए गए तरंग फलन का भी व्यवहार संतोषजनक नहीं है, क्योंकि यह संतत नहीं है।

अब आप ऊपर दिए गए तरंग फलनों की चित्र 3.1 घ) में दिखाए गए फलन से तुलना कीजिए। आप देख सकते हैं कि यह एक मान वाला, संतत और परिमित है। अतः यह तरंग फलन संतोषजनक व्यवहार वाला है।



चित्र 3.1: तरंग फलनों का चित्र द्वारा प्रदर्शन : वक्र क), ख) और ग) उन तरंग फलनों को अभिव्यक्त करते हैं जो संतोषजनक व्यवहार नहीं करते। वक्र घ) संतोषजनक व्यावहारिक तरंग फलन को प्रदर्शित करता है, क्योंकि यह एक मान वाला, संतत और परिमित है।

प्रकाश के तरंग सिद्धांत की भांति जिस प्रकार तरंग के आयाम का वर्ग, प्रकाश की तीव्रता को प्रदर्शित करता है, उसी प्रकार तरंग फलन, ψ , का वर्ग अर्थात् ψ^2 किसी दिए गए क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता के समानुपाती होता है।

जैसा कि हमने माना कि ψ^2 किसी दिए गए क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता के समानुपाती होता है न कि प्रायिकता के बराबर। इसलिए तरंग फलन, ψ , को एक नियतांक N से गुणा करना पड़ेगा ताकि इसका वर्ग निम्नलिखित प्रकार बन जाए

$$(N\psi)^2 = N^2\psi^2 \quad \dots(3.11)$$

और तब किसी निश्चित क्षेत्र $d\tau$ में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता, समीकरण 3.1 के समाकलन (integration) द्वारा प्राप्त की जा सकती है जैसा कि अगले समीकरण में दिखाया गया है। यह समाकल राशि एक के बराबर होगी। अतः

$$\int N^2\psi^2 d\tau = N^2 \int \psi^2 d\tau = 1 \quad \dots(3.12)$$

यह प्रायिकता किसी क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की निश्चितता प्रदर्शित करती है क्योंकि यहां प्रायिकता एक के बराबर है। यहाँ, N प्रसामान्यीकरण नियतांक (normalisation constant) है और यह सुनिश्चित करता है कि इलेक्ट्रॉन के पाए जाने

की प्रायिकता एक के बराबर है न कि ψ^2 के समानुपाती है। इसके बाद हम केवल प्रसामान्यीकृत फलनों पर ही विचार करेंगे।

ψ^* की संकल्पना

कभी-कभी ψ सम्मिश्र फलन (complex function) होता है। चूंकि किसी क्षेत्र $d\tau$ में कण के पाए जाने की प्रायिकता वास्तविक राशि होती है, इसलिए इन स्थितियों में प्रसामान्यीकरण प्रतिबंध $(N^2 \int \psi \cdot \psi \cdot d\tau)$ से ψ^2 के वास्तविक मान प्राप्त नहीं होते। इस परिस्थिति में प्रसामान्यीकरण प्रतिबंध $N^2 \int \psi \cdot \psi^* d\tau = 1$ द्वारा दर्शाया गया है। यहाँ पर ψ^* , ψ का सम्मिश्र संयुग्मी (complex conjugate) है और इसे ψ में i (-1 का वर्गमूल) के स्थान पर $-i$ को रख कर प्राप्त किया जाता है। इससे यह पक्का हो जाता है कि $\psi \psi^*$ एक वास्तविक संख्या है। उदाहरण के लिए,

किसी भी पद का सम्मिश्र संयुग्मी, i को $-i$ द्वारा विस्थापित करके प्राप्त किया जाता है।

अगर, $\psi = e^{ix}$ है, तब

$$\psi\psi = e^{ix} \cdot e^{ix} = e^{2ix} \quad \dots(3.13)$$

यह एक सम्मिश्र राशि है।

$$\text{परन्तु, } \psi\psi^* = e^{ix} \cdot e^{-ix} = e^0 = 1 \quad \dots(3.14)$$

जो कि एक वास्तविक राशि है।

अभिगृहीत 4

यदि किसी निकाय की अवस्था प्रसामान्यीकृत तरंग फलन ψ , द्वारा वर्णित की जाती हो, तब $\hat{A}$ के संगत प्रेक्षणीय का औसत मान निम्नलिखित प्रकार दिया जाता है।

$$\langle a \rangle = \int_{-\infty}^{\infty} \psi^* \hat{A} \psi d\tau$$

यहाँ यह भी ध्यान देने योग्य है कि श्रोडिंगर समीकरण का अधिक सामान्य रूप कालाश्रित (time-dependent) श्रोडिंगर समीकरण है। कालाश्रित श्रोडिंगर समीकरण में, हैमिल्टनी संकारक और तरंग फलन दोनों ही समय पर निर्भर करते हैं। ऐसा एक समीकरण नीचे दिया गया है।

$$\hat{H}\psi(x,t) = i\hbar \frac{\partial}{\partial t} \psi(x,t)$$

इसे क्वांटम यांत्रिकी के अभिगृहीत 5 के रूप में दिया जाता है, जैसा कि नीचे बताया गया है :

अभिगृहीत 5

कालाश्रित श्रोडिंगर समीकरण के अनुसार, किसी निकाय के अवस्था फलन अथवा तरंग फलन में समय सम्मिलित होता है।

$$\hat{H}\psi(x,t) = i\hbar \frac{\partial \psi(x,t)}{\partial t}$$

बोध प्रश्न 3

ψ^2 के अर्थ की व्याख्या कीजिए।

3.6 श्रोडिंगर समीकरण के अनुप्रयोग

अब तक आप श्रोडिंगर समीकरण से भली-भांति परिचित हो गए होंगे। अब हम श्रोडिंगर समीकरण के अनुप्रयोग के बारे में समझते हैं कि इसके हल से इन निकायों के बारे में क्या जानकारी प्राप्त की जा सकती है। सामान्यतः इसमें निम्नलिखित पदों का प्रयोग होता है।

- क) चूंकि किसी निकाय के लिए हैमिल्टनी संकारक, H होता है, इसलिए इसका समरूप श्रोडिंगर समीकरण, $H\psi = E\psi$ के रूप में लिख सकते हैं।
- ख) किसी दिए हुए निकाय के लिए श्रोडिंगर समीकरण को हल करने से तरंग फलन प्राप्त होते हैं। जैसा कि पहले बताया जा चुका है कि केवल संतोषजनक व्यवहार वाले तरंग फलन ही मान्य होते हैं अर्थात् तरंग फलन का एक मान वाला, संतत तथा परिमित होना जरूरी है। ऐसे हलों को आइगेन फलन कहते हैं तथा इनके समरूप ऊर्जा मानों को आइगेन मान कहते हैं।
- ग) क्वांटम यांत्रिकी के अनुसार, किसी भी निकाय के बारे में सारी जानकारी, उसके तरंग फलन ψ में निहित होती है और इससे किसी कण के गतिक चरों जैसे स्थिति, संवेग, ऊर्जा, आदि का मान निकाला जा सकता है।

अब हम ऊपर दिए गए विचारों के आधार पर हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं के लिए प्राप्त ऊर्जा अवस्थाओं के बारे में पढ़ेंगे।

3.6.1 हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं के ऊर्जा स्तर

हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण, समीकरण 3.8 या समीकरण 3.10, के हल से प्राप्त ऊर्जा E को हम निम्नलिखित प्रकार से व्यक्त कर सकते हैं :

$$E = \frac{-Z^2 e^4 \mu}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2} \quad \dots(3.15)$$

जहाँ

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

आप यह जानते हैं कि समानीत द्रव्यमान, μ , निम्नलिखित प्रकार दिया जाता है :

$$\mu = \frac{mM}{m+M}$$

चूंकि नाभिक का द्रव्यमान, M , इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमान, m , की तुलना में बहुत अधिक होता है, इसलिए समीकरण 3.15 में μ के स्थान पर m लिखा जा सकता है। अतः ऊर्जा को समीकरण 3.16 द्वारा अभिव्यक्त किया जा सकता है।

$$E = \frac{-Z^2 e^4 m}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2} \quad \dots(3.16)$$

समीकरण 3.16, बोर सिद्धांत से प्राप्त ऊर्जा के समीकरण 1.14 जैसा ही है। चूंकि इसमें l और m_l पद नहीं हैं, इसलिए n के किसी दिए गए एक मान के लिए प्राप्त ऊर्जा स्तर अपभ्रष्ट (degenerate) होते हैं। n^2 का मान n वें ऊर्जा स्तर की अपभ्रष्टता के बारे में बताता है। उदाहरण के लिए, जब $n=1$ है, तब केवल एक ही ऊर्जा स्तर होता है जो कि $1s$ स्तर कहलाता है। जब $n=2$ है, तब अपभ्रष्टता $n^2 = 2^2 = 4$ होती है। अतः $2s$ और तीनों $2p$ कक्षक अपभ्रष्ट होते हैं। इसी तरह, $n=3$ के लिए n^2 का मान 9 होता है। यह नौ अपभ्रष्ट स्तरों को प्रदर्शित करता है जिनको $3s$, तीन $3p$ और पाँच $3d$ कक्षकों द्वारा निरूपित किया जाता है।

3.7 सारांश

इस इकाई में हमने विकिरण और द्रव्य की द्वैती प्रकृति के आधार पर परमाणु की संरचना का वर्णन करने के लिए एक नए दृष्टिकोण की आवश्यकता के बारे में बताया। हमने यह भी व्याख्या की कि क्लासिकी यांत्रिकी द्वारा अतिसूक्ष्म कणों के व्यवहार की व्याख्या नहीं की जा सकती।

श्रोडिंगर द्वारा दिए गए क्वांटम यांत्रिकी के नए विचारों की विस्तार से चर्चा की गई। यहाँ प्रेक्षणीय और संकारक पदों का भी वर्णन किया गया। उपयुक्त स्थानों पर क्वांटम यांत्रिकी के अभिगृहीतों के बारे में बताया गया। यहाँ हमने काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण की भी चर्चा की। हमने यह भी व्याख्या की कि केवल कुछ ही तरंग फलन श्रोडिंगर समीकरण का सही हल देते हैं और इन तरंग फलनों को आइगेन फलन कहते हैं। श्रोडिंगर समीकरण में आइगेन फलनों के प्रयोग से प्राप्त ऊर्जा मानों को आइगेन मान कहा जाता है।

तत्पश्चात्, हमने ψ और ψ^2 की सार्थकता की चर्चा की। अंत में, श्रोडिंगर समीकरण के हल द्वारा प्राप्त हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं की ऊर्जा अवस्थाओं के बारे में बताया गया।

3.8 अंत में कुछ प्रश्न

1. परमाणु की संरचना की व्याख्या करने के लिए एक नए दृष्टिकोण की आवश्यकता की व्याख्या कीजिए।
2. श्रोडिंगर समीकरण लिखिए और उसमें आने वाले पदों की व्याख्या कीजिए।
3. निम्नलिखित प्रेक्षणियों के लिए उनके संकारकों के संकेत तथा संक्रियाएँ बताइए।
 - i) स्थिति (x)
 - ii) संवेग (p_x)
4. हैमिल्टनी संकारक क्या होता है? इसकी सार्थकता भी बताइए।
5. हाइड्रोजन परमाणु के लिए पहले तीन ऊर्जा स्तरों की अपभ्रष्टता परिकलित कीजिए।

3.9 उत्तर

बोध प्रश्न

1. प्रेक्षणीय एक मापा जा सकने वाला गतिक चर होता है।
2. लापलासियन संकारक को ∇^2 से निरूपित किया जाता है और निम्नलिखित प्रकार लिखा जाता है :

$$\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$$

3. जो तरंग फलन श्रोडिंगर समीकरण का संतोषजनक हल देते हैं, उन्हें आइगेन फलन कहते हैं। श्रोडिंगर समीकरण में आइगेन फलन का प्रयोग करने से प्राप्त ऊर्जा मानों को आइगेन मान कहते हैं।
4. ψ^2 दिक्स्थान में किसी दिए गए क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता को व्यक्त करता है। जब ψ^2 का मान एक हो जाता है, तब यह प्रायिकता इलेक्ट्रॉन के उस क्षेत्र में पाए जाने की निश्चितता हो जाती है।

अंत में कुछ प्रश्न

1. भाग 3.2 देखिए।

$$2. \left[\frac{-h^2}{8\pi^2m} \nabla^2 + V \right] \psi = E\psi \text{ या } H\psi = E\psi$$

ऊपर दिए गए समीकरण में आने वाले पदों की व्याख्या भाग 3.4 में की गई है।

3. i) स्थिति के लिए संकारक का संकेत, $\hat{X}$ है और इसकी संक्रिया, x से गुणा करनी होती है।
ii) संवेग, p_x के लिए संकारक का संकेत, $\hat{P}_x$ होता है और इसकी संगत संक्रिया, $-\hbar \frac{\partial}{\partial x}$ है।

4. हैमिल्टनी संकारक को $\hat{H}$ द्वारा निरूपित किया जाता है और इसे
$$\hat{H} = \frac{-h^2}{8\pi^2m} \nabla^2 + V$$
 द्वारा दिया जाता है। यह कुल ऊर्जा, E को व्यक्त करता है।

5. प्रथम ऊर्जा स्तर, के लिए $n^2 = 1$ है,

द्वितीय ऊर्जा स्तर, के लिए $n^2 = 2^2 = 4$ है, और

तृतीय ऊर्जा स्तर, के लिए $n^2 = 3^2 = 9$ है।

अतः इन स्तरों के लिए अपभ्रष्टताएँ क्रमशः 1, 4 और 9 हैं।

हाइड्रोजन परमाणु

इकाई की रूपरेखा

4.1 प्रस्तावना उद्देश्य	4.5 त्रिज्य और कोणीय नोड तथा उनकी सार्थकता
4.2 हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण क्वांटम संख्याओं की सार्थकता	4.6 प्रचक्रण की खोज प्रचक्रण क्वांटम संख्या (s) चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या (m_s)
4.3 त्रिज्य तरंग फलन अधिकतम प्रायिकता की दूरी	4.7 सारांश
4.4 तरंग फलनों की कोणीय अधीनता तथा परमाणु कक्षकों के आकार	4.8 अंत में कुछ प्रश्न
	4.9 उत्तर

4.1 प्रस्तावना

पिछली इकाई में हमने क्वांटम यांत्रिकी के सामान्य सिद्धांतों का वर्णन किया। अब आप इन सिद्धांतों के हाइड्रोजन परमाणु की संरचना को जानने के लिए अनुप्रयोग के बारे में पढ़ेंगे। हाइड्रोजन परमाणु के लिए दिए गए तर्क हाइड्रोजन-जैसे अन्य परमाणुओं के लिए भी उपयोग किए जा सकते हैं।

हाइड्रोजन-जैसे तत्वों से हमारा अभिप्राय उन स्पीशीज़ से है जिनमें एक इलेक्ट्रॉन होता है। उदाहरण के लिए, He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} आदि हाइड्रोजन-जैसे स्पीशीज़ हैं। इन स्पीशीज़ का नाभिकीय आवेश हाइड्रोजन परमाणु के नाभिकीय आवेश से भिन्न होता है। इन स्पीशीज़ में कुल आवेश +1, +2, +3 आदि होता है जबकि हाइड्रोजन परमाणु स्वयं उदासीन होता है। हमने इकाई 2 में देखा कि बोर के पुराने क्वांटम सिद्धांत की सफलता हाइड्रोजन परमाणु की संरचना की व्याख्या कर पाने के कारण थी। श्रोडिंगर समीकरण को भी पहले हाइड्रोजन परमाणु के लिए प्रयोग किया गया और उसकी सफलता ने तरंग यांत्रिकी के सिद्धांत को विश्वसनीय आधार दिया।

हम इस इकाई का प्रारंभ हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण को लिखने से करेंगे। आप यह सीखेंगे कि जब इस समीकरण को ध्रुवीय निर्देशांकों में लिखा जाता है, तब उसके हल अर्थात् तरंग फलन को त्रिज्य और कोणीय घटकों में पृथक किया जा

सकता है। श्रोडिंगर समीकरण के हल से तीन क्वांटम संख्याएँ — मुख्य क्वांटम संख्या (*principal quantum number*), दिगंशी क्वांटम संख्या (*azimuthal quantum number*) और चुंबकीय क्वांटम संख्या (*magnetic quantum number*), प्राप्त होती हैं।

हाइड्रोजन परमाणु के विभिन्न ऊर्जा स्तरों को कक्षक (*orbitals*) कहते हैं जिन्हें इन क्वांटम संख्याओं द्वारा निरूपित किया जाता है। इसके बाद, हम विभिन्न कक्षकों के लिए त्रिज्य वितरण फलनों की व्याख्या करेंगे। यहाँ, अधिकतम प्रायिकता की दूरी के महत्व की भी चर्चा की जाएगी। तरंग फलनों की कोणीय निर्भरता और विभिन्न कक्षकों की आकृतियों का वर्णन किया जाएगा। कक्षकों की आकृतियों की व्याख्या करते समय, त्रिज्य और कोणीय नोडों की सार्थकता की भी व्याख्या की जाएगी। अंत में, इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण की खोज के बारे में संक्षेप में बताया जाएगा और चौथी क्वांटम संख्या, प्रचक्रण (*spin*, स्पिन) क्वांटम संख्या की उत्पत्ति का वर्णन किया जाएगा।

उद्देश्य

इस इकाई को पढ़ने के बाद, आप :

- ❖ हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण लिख सकेंगे;
- ❖ हाइड्रोजन परमाणु के श्रोडिंगर समीकरण में आने वाले विभिन्न पदों की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ विभिन्न क्वांटम संख्याओं की सूची बना सकेंगे और उनकी सार्थकता की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ विभिन्न कक्षकों के त्रिज्य वितरण फलनों की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ अधिकतम प्रायिकता की दूरी का वर्णन कर सकेंगे;
- ❖ तरंग फलनों की कोणीय निर्भरता की चर्चा कर सकेंगे और विभिन्न कक्षकों की आकृतियों को तरंग फलन के कोणीय घटक के साथ संबंधित कर सकेंगे;
- ❖ इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण के खोज की व्याख्या कर सकेंगे; और
- ❖ प्रचक्रण क्वांटम संख्या की उत्पत्ति की चर्चा कर सकेंगे।

4.2 हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण

हाइड्रोजन और हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं में एक इलेक्ट्रॉन, नाभिक के बल क्षेत्र में गति करता है। यहाँ Ze आवेश और M द्रव्यमान वाले एक स्थिर नाभिक तथा e आवेश और m द्रव्यमान वाले गतिशील इलेक्ट्रॉन के बीच कूलामी आकर्षण होता है। इस निकाय की गतिज ऊर्जा निम्नलिखित प्रकार दी जाती है :

$$V = \frac{-Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \dots(4.1)$$

और इलेक्ट्रॉन का समानीत द्रव्यमान, μ , समीकरण 4.2 द्वारा दिया जाता है।

किसी परमाणु का नाभिक, इलेक्ट्रॉनों की तुलना में बहुत भारी होता है। जब केवल एक प्रोटॉन और एक इलेक्ट्रॉन हो, तब प्रोटॉन का द्रव्यमान, इलेक्ट्रॉन की तुलना में 1836 गुना अधिक होता है। प्रोटॉन और इलेक्ट्रॉन एक दूसरे पर बल लगाते हैं जिससे पूरे निकाय का गुरुत्व केन्द्र एक समान वेग से एक सीधी रेखा में बढ़ता है और प्रत्येक कण एक ही गुरुत्व केन्द्र के चारों ओर घूमता है। गुरुत्व केन्द्र, नाभिक और इलेक्ट्रॉन का मिलाने वाले सदिश को 1 : 1836 के अनुपात में बाँटता है, अर्थात् इस प्रकार नाभिक की गति बहुत कम होती है। इसलिए, नाभिक को लगभग स्थिर मान लिया जाता है तथा इलेक्ट्रॉन को नाभिक के चारों ओर गति करता हुआ माना जाता है। यदि इलेक्ट्रॉन को उसके सही द्रव्यमान से अलग कोई द्रव्यमान, जिसे समानीत इलेक्ट्रॉन μ कहते हैं, दे दिया जाए तो यह इलेक्ट्रॉनिक घूर्णन की समस्याओं को हल करने का सही तरीका बन जाता है।

$$\frac{1}{\mu} = \frac{1}{m} + \frac{1}{M} \text{ या } \mu = \frac{mM}{m+M} \quad \dots(4.2)$$

इस प्रकार, हाइड्रोजन परमाणु और हाइड्रोजन-जैसे परमाणुओं के लिए श्रोडिंगर समीकरण निम्नलिखित रूप में दिया जा सकता है :

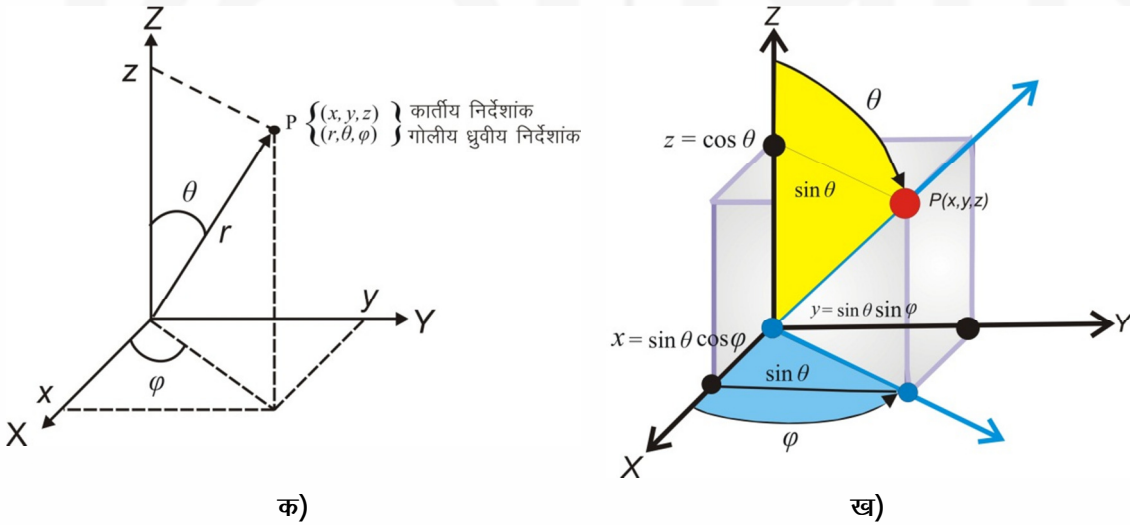
$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2\mu}{h^2} \left(E + \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \right) \psi = 0 \quad \dots(4.3)$$

यह याद रखिए कि हाइड्रोजन के लिए $Z = 1$ होता है।

ऊपर दिए गए तरंग समीकरण के हल प्राप्त करने के सफल प्रयास वे थे जिनमें इलेक्ट्रॉन की स्थिति ध्रुवीय निर्देशांकों (polar coordinates) में व्यक्त की गई थी। गोलीय (spherical) ध्रुवीय निर्देशांकों r, θ और ϕ तथा आयतीय कार्तीय निर्देशांकों (rectangular cartesian coordinates) x, y और z , (देखे चित्र 4.1 क)), के बीच संबंधों को निम्नलिखित समीकरण के द्वारा दर्शाया जा सकता है :

$$\left. \begin{aligned} x &= r \sin \theta \cos \phi \\ y &= r \sin \theta \sin \phi \\ z &= r \cos \theta \end{aligned} \right\} \quad \dots(4.4)$$

इन संबंधों को चित्र 4.1 ख) में नीचे दिखाया गया है।

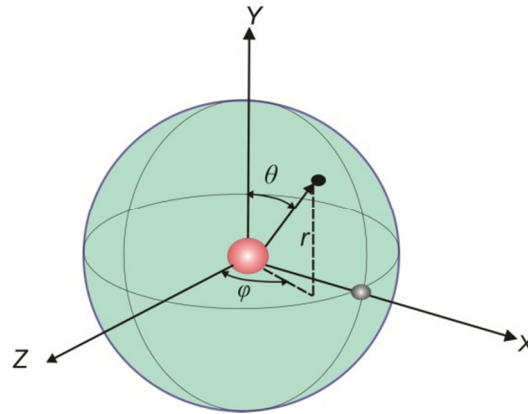


चित्र 4.1: कार्तीय निर्देशांकों का गोलीय ध्रुवीय निर्देशांकों में रूपांतरण।

हाइड्रोजन परमाणु के लिए श्रोडिंगर समीकरण (समीकरण 4.3) को गोलीय ध्रुवीय निर्देशांकों r, θ और ϕ में निम्नलिखित प्रकार अभिव्यक्त किया जा सकता है :

$$\begin{aligned} \frac{1}{r^2} \cdot \frac{\partial}{\partial r} \left(r^2 \frac{\partial \psi}{\partial r} \right) + \frac{1}{r^2 \sin^2 \theta} \cdot \frac{\partial^2 \psi}{\partial \phi^2} + \frac{1}{r^2 \sin \theta} \cdot \frac{\partial}{\partial \theta} \left(\sin \theta \frac{\partial \psi}{\partial \theta} \right) \\ + \frac{8\pi^2\mu}{h^2} \left(E + \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \right) = 0 \end{aligned} \quad \dots(4.5)$$

इसी के अनुरूप, इलेक्ट्रॉन की स्थिति को गोलीय ध्रुवीय निर्देशांकों में चित्र 4.2 के अनुसार दिखाया जा सकता है।



चित्र 4.2: इलेक्ट्रॉन के स्थिति निर्देशांक।

ऊपर दिए गए श्रोडिंगर समीकरण (समीकरण 4.5) का हल अर्थात् तरंग फलन निम्नलिखित प्रकार दिया जा सकता है :

$$\psi(r, \theta, \phi) = R(r) \theta(\theta) \Phi(\phi) \quad \dots(4.6)$$

इसमें $R(r)$ तरंग फलन का त्रिज्य घटक है और $\theta(\theta) \Phi(\phi)$ तरंग फलन का कोणीय घटक है।

यहाँ, $R(r)$ केवल r का ही फलन है, $\theta(\theta) \Phi(\phi)$ केवल θ का ही फलन है और $\Phi(\phi)$ केवल ϕ का ही फलन है। समीकरण 4.5 को तीन अलग-अलग अवकल समीकरणों में इसके चरों r , θ और ϕ को अलग करके लिखा जा सकता है। इन अवकल समीकरणों को हल करने से तीन क्वांटम संख्याएँ प्राप्त होती हैं जैसा कि नीचे वर्णन किया गया है।

आइए, अब यह समझें कि ये तीनों क्वांटम संख्याएँ कौन सी हैं और उनकी क्या सार्थकता है।

4.2.1 क्वांटम संख्याओं की सार्थकता

तीन अवकल समीकरणों के, ध्रुवीय निर्देशांकों में चरों को पृथक करके, तीन क्वांटम संख्याओं n , l और m_l के प्रयोग द्वारा हल प्राप्त किए जा सकते हैं। संतोषजनक व्यावहारिक फलन के लिए फलन का संतत, परिमित और एक मान वाला होना आवश्यक है। यह प्रतिबंध तभी लागू होंगे जब n , l और m_l पूर्ण संख्याएँ हों। l का मान शून्य या n से कम धनात्मक पूर्णांक हो सकता है तथा m_l का मान शून्य सहित $-l$ से लेकर $+l$ तक हो सकता है। n , l और m_l के विभिन्न मानों को हम निम्नलिखित प्रकार लिख सकते हैं :

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

$$m_l = +l, \dots, +2, +1, 0, -1, -2, \dots, -l$$

यहाँ से यह स्पष्ट है कि n, l और m_l क्रमशः इकाई 1 में बताई गई मुख्य, दिगंशी और चुम्बकीय क्वांटम संख्याओं के समान हैं। अतः क्वांटम संख्याओं n, l और m_l का मान प्रतिस्थापित करके किसी भी इलेक्ट्रॉन का तरंग फलन ψ_{nlm_l} लिखा जा सकता है। अतः जब $n=1, l=0, m_l=0$ हो, तब ψ_{nlm_l} को ψ_{100} जैसे लिखा जाता है।

सारणी 4.1 में $n=1,2,3,4$ के लिए l और m_l के विभिन्न मान दिखाए गए हैं।

सारणी 4.1 : l और m_l के संभावित मान

n	l	m_l	कक्षक निरूपण
1	0 एक मान	0	1s
2	0 1 दो मान	0 +1, 0, -1	2s 2p
3	0 1 2 तीन मान	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2	3s 3p 3d
4	0 1 2 3 चार मान	0 +1, 0, -1 +2, +1, 0, -1, -2 +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	4s 4p 4d 4f

l के मानों की संख्या, n के मान के बराबर होती है।

l के विभिन्न मानों को s, p, d, f, g अक्षरों द्वारा अभिव्यक्त किया जाता है जैसा कि नीचे दिखाया गया है।

l के मान	0	1	2	3	4
अक्षर	S	p	d	f	g

अक्षर s, p, d, f क्रमशः शार्प (sharp), प्रिंसीपल (principal), डिफ्यूज़ (diffuse) और फंडामेंटल (fundamental) शब्दों के पहले वर्ण को दर्शाते हैं। इन शब्दों को प्रारंभ में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का वर्णन करने के लिए प्रयोग किया गया था। f के बाद अंग्रेजी वर्णमाला के क्रमानुसार $g, h, i, \dots$ का प्रयोग किया जाता है।

अतः संक्षेप में विभिन्न ऊर्जा-स्तरों और उनके संकेतों को निम्नलिखित रूप में लिखा जा सकता है :

n का मान	1	2	3	4
l का मान	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3
संकेत (nl)	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f

अंतिम रेखा के संकेत n और l के संयोजन को अभिव्यक्त करते हैं।

आइए, अब यह सूची बनाएँ कि विभिन्न क्वांटम संख्याएँ क्या जानकारी देती हैं।

- मुख्य क्वांटम संख्या, n , मुख्य ऊर्जा स्तर को अभिव्यक्त करती है।
- दिगंशी क्वांटम संख्या, l , कोणीय संवेग और कक्षकों के आकार के बारे में जानकारी देती है। इसको मुख्य स्तर, n , का उपस्तर भी माना जाता है। जब l का मान शून्य होता है, तब कक्षक, s कक्षक कहलाता है तथा गोलीय आकार का होता है। $l=1$ वाला कक्षक, p कक्षक को प्रदर्शित करता है। इसी प्रकार, $l=2$ और $l=3$ मान वाले कक्षक क्रमशः d और f द्वारा दर्शाए जाते हैं।
- चुम्बकीय क्वांटम संख्या, m_l से दिक्काल में कोणीय संवेग तथा कक्षक के संभावित क्वांटित अभिविन्यासों का पता लगता है।
- चौथी क्वांटम संख्या को प्रचक्रण या स्पिन क्वांटम संख्या, s कहते हैं। स्पेक्ट्रमी तथ्यों के अनुसार, नाभिक के चारों ओर घूमता इलेक्ट्रॉन अपने अक्ष पर भी घूर्णन करता है। यह क्वांटम संख्या इसी को दर्शाती है। अपने अक्ष पर घूर्णन करने के कारण इलेक्ट्रॉन एक छोटे चुम्बक की भांति व्यवहार करता है। इलेक्ट्रॉन की स्पिन उसके कोणीय संवेग को प्रभावित करती है जिससे उसकी ऊर्जा भी प्रभावित होती है। स्पिन या तो दक्षिणावर्त दिशा में या वामावर्त दिशा में हो सकती है।

बाद में, भाग 4.6 में आप प्रचक्रण की खोज तथा प्रचक्रण क्वांटम संख्या के बारे में और अधिक पढ़ेंगे।

आइए, अब समीकरण 4.6 को पुनः देखें और यह समझें कि इससे हाइड्रोजन परमाणु के बारे में क्या जानकारी प्राप्त हो सकती है। परंतु उससे पहले आप निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 1

चारों क्वांटम संख्याओं और उनकी सार्थकता के विषय के बारे में बताइए।

त्रिज्य फलन $R(r)$ क्वांटम संख्याओं n और l पर निर्भर करता है।

कोणीय तरंग फलन क्वांटम संख्याओं m और l पर निर्भर करता है।

4.3 त्रिज्य तरंग फलन

हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं में कुल तरंग फलन, त्रिज्य तरंग फलन, $R(r)$ तथा दोनों कोणीय तरंग फलनों $\theta_{(\theta)}$ और $\phi_{(\phi)}$ के गुणनफल के बराबर होता है। $n=1$ से $n=3$ तक के मानों के लिए तरंग फलन के त्रिज्य और कोणीय घटक सारणी 4.2 में दिए गए हैं।

सारणी 4.2: हाइड्रोजन-जैसे परमाणुओं के तरंग फलन

कक्षक निरूपण	n	l	m_l	$R(r)$	$\theta(\theta)\Phi(\phi)$
1s	1	0	0	$2\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} e^{-q}$	$\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{1/2}$
2s	2	0	0	$\frac{1}{2\sqrt{2}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} (2-q)e^{-q/2}$	$\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{1/2}$
$2p_z$	2	1	0	$\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} qe^{-q/2}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \cos\theta$
$2p_x$	2	1	0	$\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} qe^{-q/2}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \cos\phi$
$2p_y$	2	1	-1	$\frac{1}{2\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} qe^{-q/2}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \sin\phi$
3s	3	0	0	$\frac{2}{81\sqrt{3}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} (27-18q+2q^2)e^{-q/3}$	$\left(\frac{1}{4\pi}\right)^{1/2}$
$3p_z$	3	1	0	$\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} (6-q)qe^{-q/3}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \cos\theta$
$3p_x$	3	1	1	$\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} (6-q)qe^{-q/3}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \cos\phi$
$3p_y$	3	1	-1	$\frac{4}{81\sqrt{6}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} (6-q)qe^{-q/3}$	$\left(\frac{3}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \sin\phi$
$3d_{z^2}$	3	2	0	$\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} q^2e^{-q/3}$	$\left(\frac{5}{16\pi}\right)^{1/2} (3\cos^2\theta - 1)$
$3d_{xz}$	3	2	1	$\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} q^2e^{-q/3}$	$\left(\frac{15}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \cos\theta \cos\phi$
$3d_{yz}$	3	2	-1	$\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} q^2e^{-q/3}$	$\left(\frac{15}{4\pi}\right)^{1/2} \sin\theta \cos\theta \sin\phi$
$3d_{x^2-y^2}$	3	2	2	$\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} q^2e^{-q/3}$	$\left(\frac{15}{16\pi}\right)^{3/2} \sin^2\theta \cos 2\phi$
$3d_{xy}$	3	2	-2	$\frac{4}{81\sqrt{30}}\left(\frac{Z}{a_0}\right)^{3/2} q^2e^{-q/3}$	$\left(\frac{15}{16\pi}\right)^{3/2} \sin^2\theta \sin 2\phi$

यहाँ, Z नाभिकीय आवेश है तथा $q = \frac{Zr}{a_0}$ में a_0 बोर त्रिज्या और r इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी है।

बोर त्रिज्या, $a_0 = \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi \mu e^2} = 53 \text{ pm}$ है।

यह इकाई 1 के समीकरण 1.8 की तरह ही है, अंतर केवल इतना है कि यहाँ m की जगह μ का प्रयोग किया गया है और हाइड्रोजन के लिए $Z = 1$ है। इकाई 1 के उप-भाग 1.3.1 में a_0 को बोर त्रिज्या माना गया था।

4.3.1 अधिकतम प्रायिकता की दूरी

त्रिज्य तरंग फलन $R(r)$ को n और l के विभिन्न संयोजनों के लिए चित्र 4.3 क) में आलेखित किया गया है। त्रिज्य वितरण फलन $D(r)$, इलेक्ट्रॉन के वितरण या नाभिक से r और $r + dr$ दूरी पर स्थित गोलीय कोश में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता को दर्शाता है। यदि r इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी हो, तब दो कोशों के बीच का आयतन $4\pi r^2 dr$ होगा तथा इस आयतन अल्पांश में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता को निम्नलिखित समीकरण के रूप में लिखा जा सकता है।

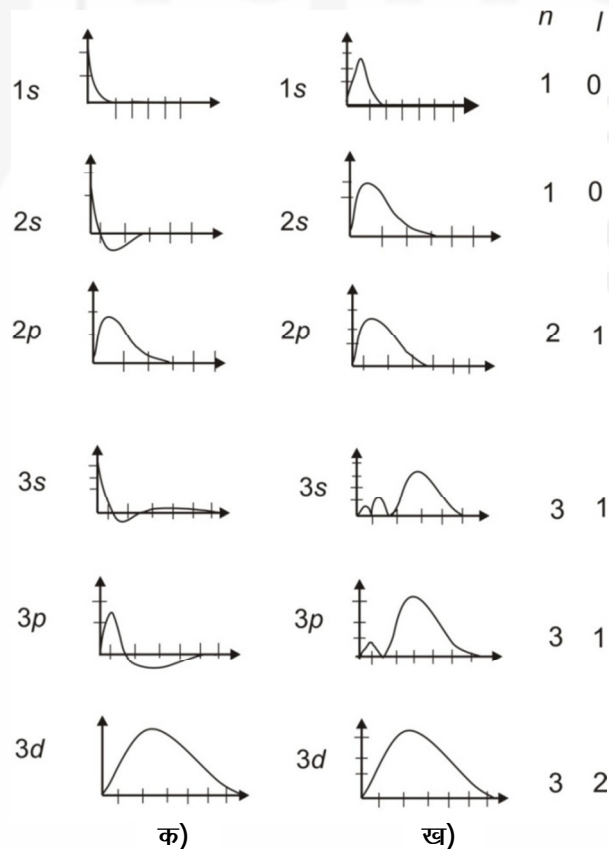
$$D(r)dr = 4\pi r^2 \psi^2 dr \quad \dots(4.7)$$

चित्र 4.3 ख) में n और l के विभिन्न मानों के लिए इलेक्ट्रॉन के पाए जाने के प्रायिकता घनत्व दर्शाए गए हैं।

‘त्रिज्य प्रायिकता घनत्व’ (radial probability density), प्रायिकता को $4\pi dr$ से भाग देने पर प्राप्त होता है।

त्रिज्य तरंग फलन की कोई भौतिक सार्थकता नहीं होती, जबकि $R^2(r^2)$, प्रायिकता घनत्व को दर्शाता है।

ध्यान दीजिए कि नाभिक पर, जहाँ $r = 0$ होता है, प्रायिकता घनत्व शून्य होता है।



चित्र 4.3: हाइड्रोजन परमाणु के लिए क) इलेक्ट्रॉनिक त्रिज्य तरंग फलन, $R(r)$ और ख) r और $r + dr$ दूरी के बीच इलेक्ट्रॉन के पाए जाने का त्रिज्य प्रायिकता घनत्व।

ध्यान दीजिए कि $1s$ अवस्था में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की अधिकतम प्रायिकता, a_0 त्रिज्या वाले गोलीय कोश में हैं। यह बोर द्वारा प्रस्तावित पहली कक्षा जैसा ही है। इसकी तुलना आप $2s$ कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉन के प्रायिकता घनत्व से कर सकते हैं। चित्र में आप देख सकते हैं कि $2s$ के लिए अधिकतम, $1s$ के मुकाबले नाभिक से दूर है अर्थात् $2s$ कक्षक में पाए जाने वाले इलेक्ट्रॉन की स्थिति की प्रायिकता $1s$ कक्षक के इलेक्ट्रॉन की तुलना में नाभिक से कुछ अधिक दूरी पर होगी। चित्र 4.3 ख) में छोटा वक्र यह दर्शाता है कि नाभिक के पास भी $2s$ इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की कुछ प्रायिकता है।

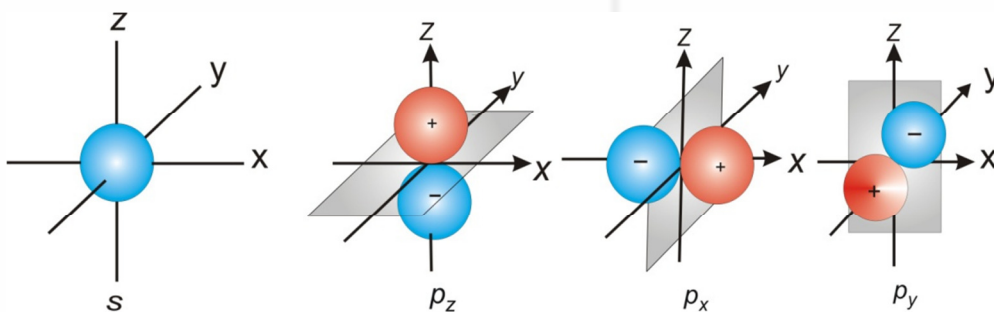
बोध प्रश्न 2

हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन का समानीत द्रव्यमान ज्ञात कीजिए जबकि प्रोटॉन का द्रव्यमान, $M = 1.673 \times 10^{-27}$ kg है और इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान, $m = 9.109 \times 10^{-31}$ kg है।

4.4 तरंग फलनों की कोणीय अधीनता और कक्षकों के आकार

एक इलेक्ट्रॉन के लिए पिछले भाग में प्राप्त हुए तरंग फलनों को परमाणु कक्षक (atomic orbitals) कहा जाता है। इन कक्षकों का आकार, θ और ϕ कोणों पर निर्भर करता है। दूसरे शब्दों में, ये कोण कक्षकों की ज्यामिति या त्रिविम में वितरण निर्धारित करते हैं। यह कोणीय अधीनता गोलीय ध्रुवीय निर्देशांकों, θ और ϕ द्वारा दर्शायी जाती है तथा सारणी 4.2 के अंतिम कॉलम में यह $\theta_{(\theta)}\phi_{(\phi)}$ पद के रूप में दी गई हैं। आप यह देख सकते हैं कि $1s$ कक्षक के लिए, $\theta_{(\theta)}\phi_{(\phi)}$ पद का मान सिर्फ $\frac{1}{\sqrt{4\pi}}$ है

जिसका अर्थ यह है कि s कक्षक का आकार θ और ϕ कोणों से स्वतंत्र है और इन कोणों पर निर्भर नहीं करता। इसलिए θ और ϕ के किसी भी मान के लिए तरंग फलन का कोणीय भाग एक समान रहता है। अतः यह गोलतः सममित (spherically symmetrical) रहता है, देखें चित्र 4.4।



चित्र 4.4: s और p कक्षक।

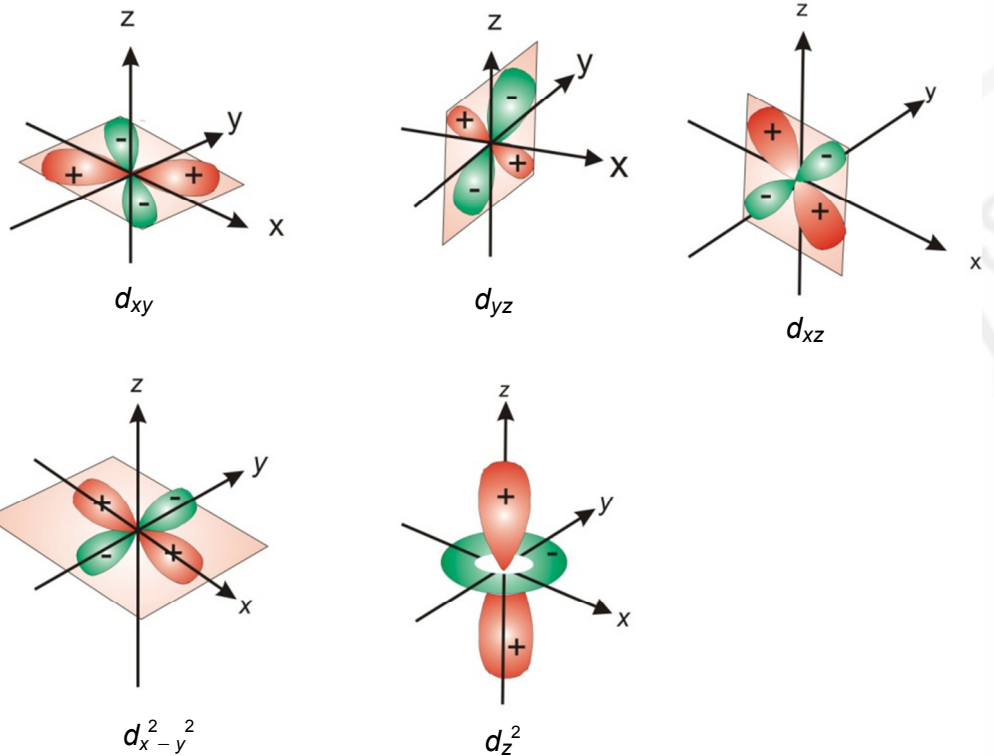
p कक्षकों के अभिविन्यास सारणी 4.2 में दिए गए त्रिकोणमितिय फलनों के चिह्नों और परिमाणों को ध्यान में रखकर ज्ञात किए जा सकते हैं। सारणी 4.2 के अनुसार, $2p_z$ कक्षक के लिए $\theta_{(\theta)}\phi_{(\phi)}$ पद में $\cos \theta$ है, जो समीकरण 4.4 में दिए गए संबंधों के अनुसार बताता है कि कक्षक का अभिविन्यास z - दिशा की ओर है। इसी प्रकार, समीकरण 4.4 के अनुसार, p_y कक्षक के तरंग फलन में $\sin \theta \sin \phi$ पद है। अतः यह

उस कक्षक को प्रदर्शित करता है जिसका अधिकतम इलेक्ट्रॉन घनत्व y - दिशा में है। z_x कक्षक के तरंग फलन में $\sin \theta \cos \phi$ पद है जो यह दर्शाता है कि यह कक्षक X - दिशा में अभिविन्यस्त है।

इसी प्रकार, हम यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि $2s$ और $3s$ कक्षक गोलतः सममित हैं क्योंकि इनके कोणीय फलनों में θ और ϕ पद नहीं हैं। इसी तरह, $3p$ और $3d$ कक्षकों के दिशात्मक अभिलक्षणों की भी विवेचना की जा सकती है। किसी विद्युत् या चुम्बकीय क्षेत्र की अनुपस्थिति में, तीनों p कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा समान होगी क्योंकि यह n के मान पर निर्भर करती हैं। इसलिए, तीनों p कक्षकों को त्रिअपभ्रष्ट (triply degenerate) कहा जाता है। लेकिन जब किसी एक दिशा में चुम्बकीय क्षेत्र प्रयोग किया जाता है, तब उस दिशा वाले p कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉन, दूसरे दोनों कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की अपेक्षा चुम्बकीय क्षेत्र से अधिक प्रभावित होता है जिससे इस इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा भिन्न हो जाती है। इन तीनों इलेक्ट्रॉनों के इन भिन्न ऊर्जा मानों को दर्शाने के लिए चुम्बकीय क्वांटम संख्या, m_l , का प्रयोग किया जाता है। इन तीन p कक्षकों को चित्र 4.4 में दिखाया गया है।

यदि किसी तरंग के शीर्ष का धनात्मक आयाम लिया जाए तो इसके गर्त पर ऋणात्मक आयाम लिया जाता है। ψ के धनात्मक या ऋणात्मक मान इसके हल में निहित होते हैं, क्योंकि इसमें त्रिकोणमिति फलन जैसे $\sin \theta$, $\sin \phi$, $\cos \theta$ और $\cos \phi$ आदि पद सम्मिलित होते हैं।

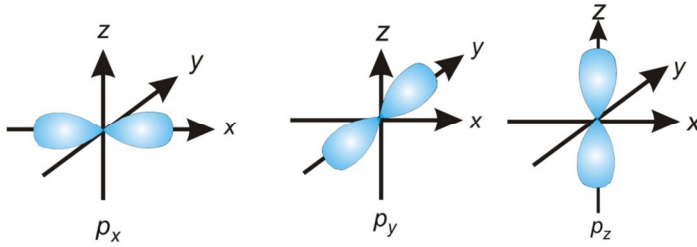
इसी प्रकार, d कक्षकों की कोणीय अधीनता के बारे में देखा जा सकता है। पाँच d कक्षकों को चित्र 4.5 में दिखाया गया है। यहाँ, + और - के चिह्न तरंग फलनों की सममिति से संबंध रखते हैं न कि विद्युत् आवेशों के साथ। इन चिह्नों की उपयोगिता आप इकाई 9 के भाग 9.2 में, अणुओं के बनने के अणु कक्षक सिद्धांत के बारे में पढ़ने पर अच्छी प्रकार समझ पाएंगे।



तरंग फलनों के कोणीय भागों के चित्र, तरंग फलन की सममिति के चिह्न को दर्शाते हैं और उन्हें कक्षकों का आबंध बनाने में होने वाले अतिव्यापन को दर्शाने के लिए प्रयोग किया जाता है।

चित्र 4.5: पाँच d कक्षक। यहाँ जिन चिह्नों को दर्शाया गया है वे तरंग फलनों के हैं। बाद में, जब आप अणु कक्षकों के विषय में इकाई 9 में पढ़ेंगे, तब आप इन चिह्नों का महत्व अच्छी प्रकार पाएंगे। जैसा कि आप जानते हैं प्रायिकता घनत्व सदैव ही धनात्मक होता है।

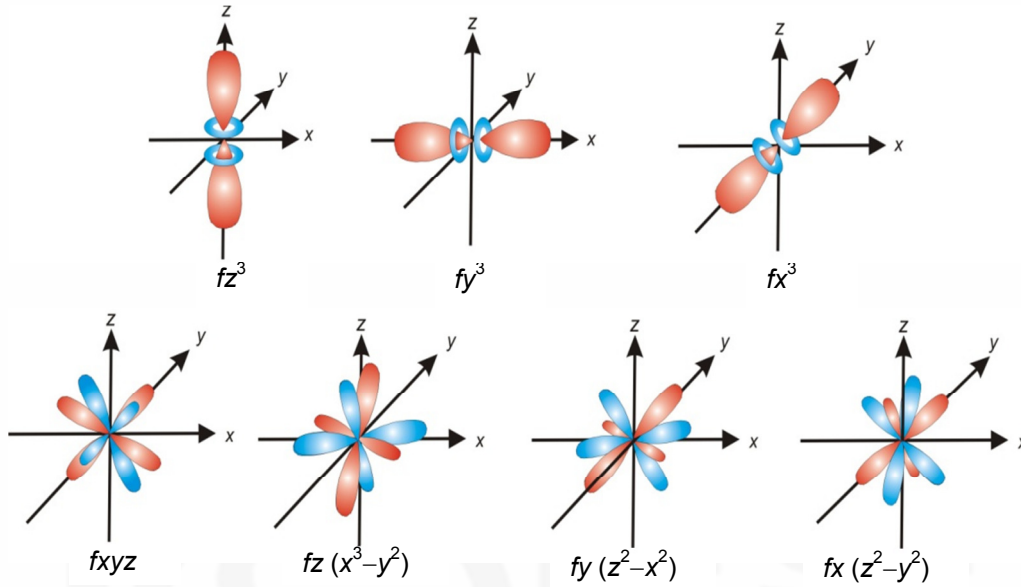
कुल तरंग फलन का वर्ग लेने पर s कक्षक का आकार नहीं बदलता है परन्तु कक्षकों के पिंडक कुछ लम्बे आकार के हो जाते हैं। ऐसे p कक्षकों को चित्र 4.6 में दिखाया गया है।



चित्र 4.6: p कक्षकों के कोणीय तरंग फलन का वर्ग जो उनके पिंडों की लंबी आकृति को दर्शाता है।

जब तरंग फलनों के वर्ग को निरूपित किया जाता है, तब कक्षकों के पिंडों के कोणीय तरंग फलनों में + और - चिह्न नहीं दिखाए जाते हैं।

इसी तरह, ऊपर दिए गए विचारों को f कक्षकों के लिए प्रयोग किया जा सकता है और सात f कक्षकों को चित्र 4.7 में दिखाए अनुसार निरूपित किया जा सकता है।



चित्र 4.7: सात f कक्षकों के आकार।

अब तक आपने विभिन्न कक्षकों के आकारों के बारे में पढ़ा। इन कक्षकों की अपभ्रष्टता के बारे में पहले उप-भाग 3.6.1 में बताया जा चुका है।

अगले भाग में आप ऊपर दिए गए कक्षकों में उपस्थित त्रिज्य और कोणीय नोडों (nodes) के बारे में पढ़ेंगे। परन्तु उससे पहले ऊपर की गई चर्चा के आधार पर, आप निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

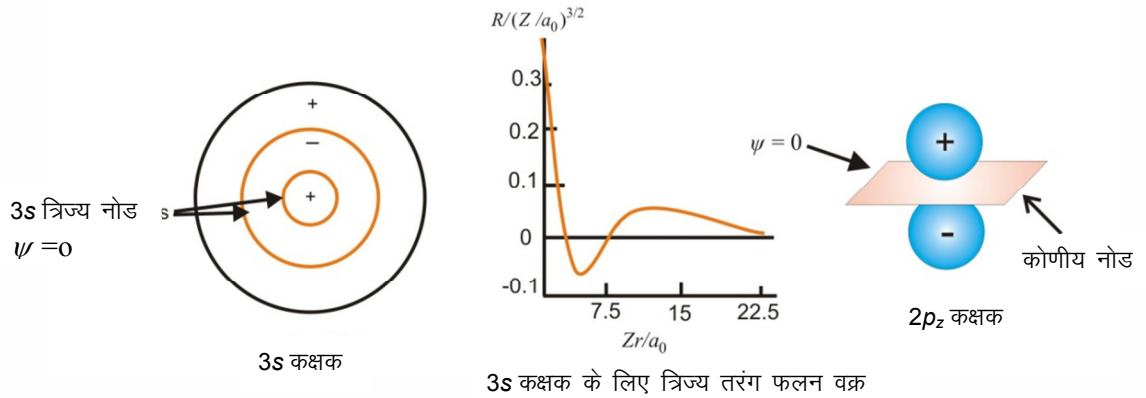
बोध प्रश्न 3

विभिन्न कक्षकों के पिंडों पर + और - चिह्न क्या दर्शाते हैं?

4.5 त्रिज्य और कोणीय नोड तथा उनकी सार्थकता

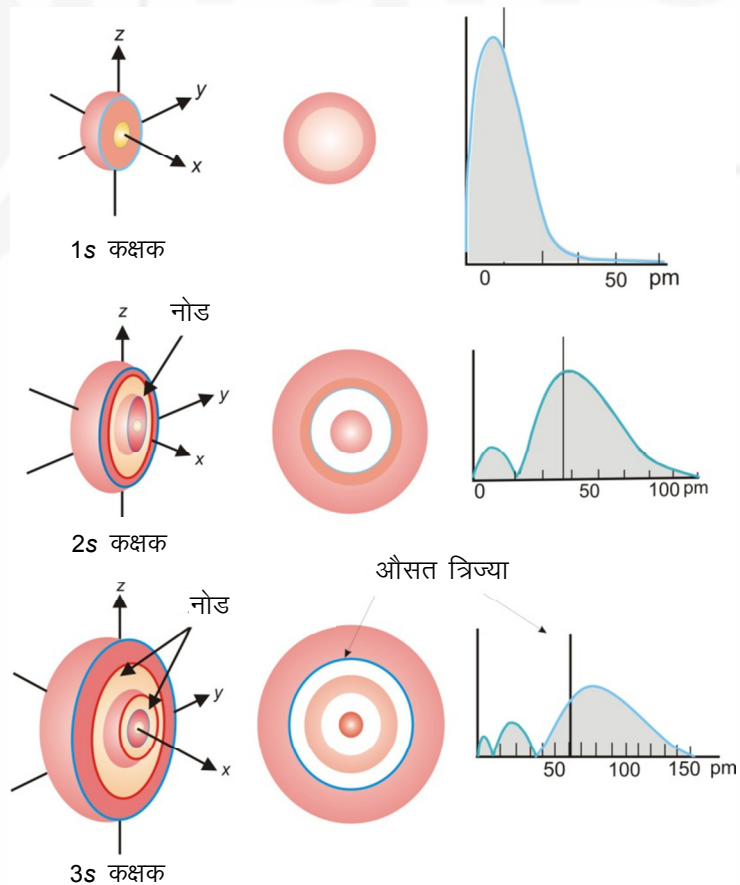
आपने पिछले भाग में विभिन्न कक्षकों के आकार के बारे में पढ़ा। वहाँ जब कक्षकों के आकार के बारे में बताया गया था, तब तरंग फलन के कोणीय घटकों के रूप में इलेक्ट्रॉन वितरण घनत्व को दर्शाया गया था। जबकि त्रिज्य वितरण फलनों की चर्चा भाग 4.3 में कक्षकों की इन आकारों के वर्णन से पहले की गई थी। त्रिज्य वितरण फलन इलेक्ट्रॉन घनत्व को नाभिक से दूरी के फलन के रूप में निरूपित करते हैं। यह भी ध्यान दीजिए कि तरंग फलन का त्रिज्य घटक चित्र 4.4 से चित्र 4.7 में दिखाए गए आकारों में नहीं दर्शाया गया है।

पिछले भाग में दिखाए गए कक्षकों के आकारों में कई ऐसे क्षेत्र हैं जहाँ इलेक्ट्रॉन घनत्व शून्य होता है। इन क्षेत्रों को नोड (node) कहते हैं। नोड त्रिज्य (radial) भी हो सकते हैं या कोणीय (angular) भी। चित्र 4.8 में त्रिज्य और कोणीय नोडों का सामान्य निरूपण दिया गया है। 3s कक्षक के लिए $\psi = 0$ वाले दो त्रिज्य नोड उस कक्षक के त्रिज्य तरंग फलन वक्र में भी दिखाए गए हैं। यह वक्र दो ऐसे बिन्दु दर्शाता है जहाँ $\psi = 0$ होता है। चित्र में दायीं तरफ एक कोणीय नोड दर्शाई गई है जो एक ऐसा तल होता है जहाँ $\psi = 0$ होता है।



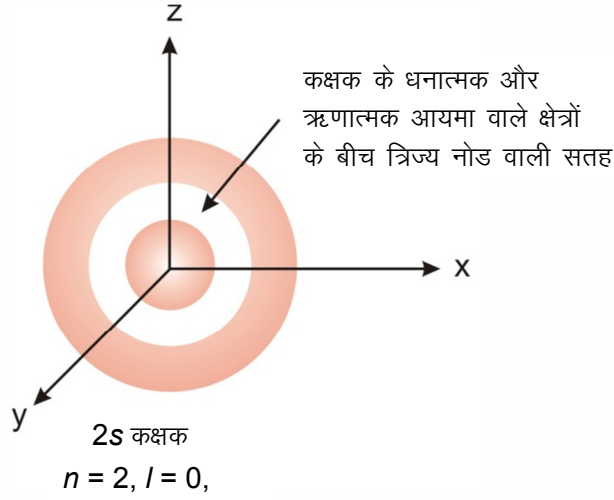
चित्र 4.8: तरंग फलन में त्रिज्य और कोणीय नोड।

आइए, अब यह समझें कि त्रिज्य नोड क्या होती हैं। किसी त्रिज्य नोड में एक ऐसी गोलीय सतह होती है जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाए जाने प्रायिकता शून्य होती है। ऐसी त्रिज्य नोडों को विभिन्न s कक्षकों के लिए उनके त्रिज्य प्रायिकता घनत्व वक्रों के साथ नीचे चित्र 4.9 में दिखाया गया है।



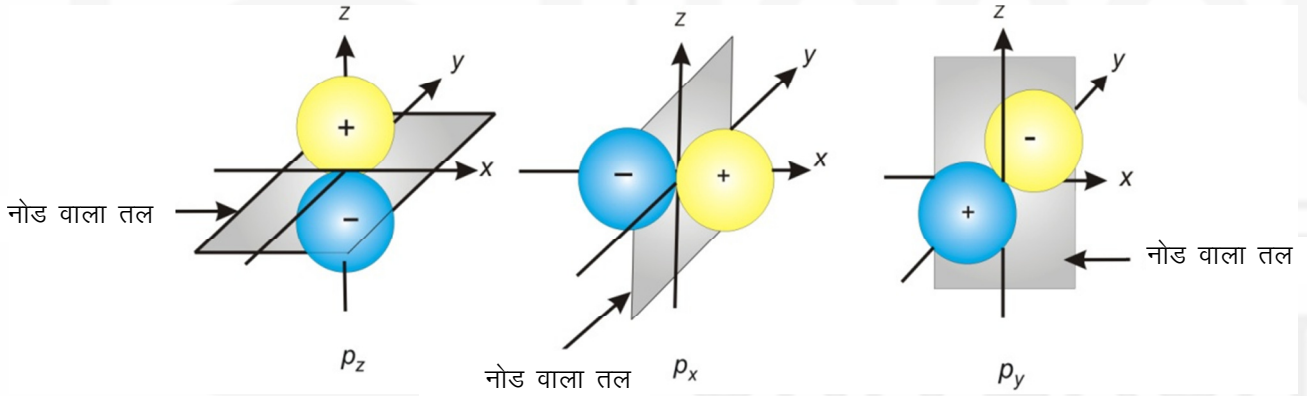
चित्र 4.9: त्रिज्य नोड और उनके त्रिज्य प्रायिकता घनत्व वक्र।

आप चित्र 4.9 में देख सकते हैं कि $1s$, $2s$ और $3s$ कक्षकों के त्रिज्य प्रायिकता घनत्व वक्र भी क्रमशः 0, 1 और 2 त्रिज्य नोड दर्शाते हैं। आप यह देख सकते हैं कि त्रिज्य नोड धनात्मक और ऋणात्मक आयाम वाले क्षेत्रों के बीच की नोड वाली सतह होती है। ऐसा नीचे चित्र 4.10 में $2s$ कक्षक के लिए दिखाया गया है।



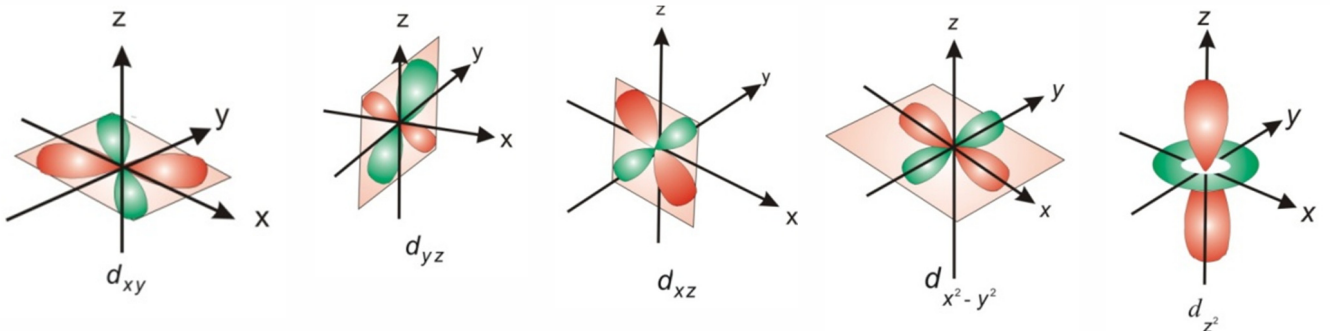
चित्र 4.10: $2s$ कक्षक में त्रिज्य नोड।

दूसरी ओर, कोणीय नोड वे तल होते हैं जिनमें इलेक्ट्रॉन का घनत्व शून्य होता है। ऐसे नोड वाले तलों को नीचे चित्र 4.11 में p कक्षकों के लिए दिखाया गया है।



चित्र 4.11: p कक्षकों में नोड वाले तल।

आप यह देख सकते हैं जब हम नोड वाले तल के एक ओर के क्षेत्र से दूसरी ओर के क्षेत्र की तरफ जाते हैं, तब तरंग फलन की सममिति का चिह्न परिवर्तित होता है। नीचे चित्र 4.12 में d कक्षकों के लिए ऐसे नोड वाले तलों को दर्शाया गया है।



चित्र 4.12: d कक्षकों में नोड वाले तल जो सममिति के चिह्न के परिवर्तन को दर्शाते हैं।

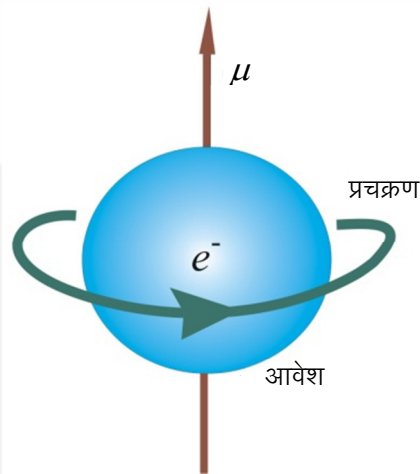
बोध प्रश्न 4

नोट क्या होती है?

4.6 इलेक्ट्रॉन का प्रचक्रण

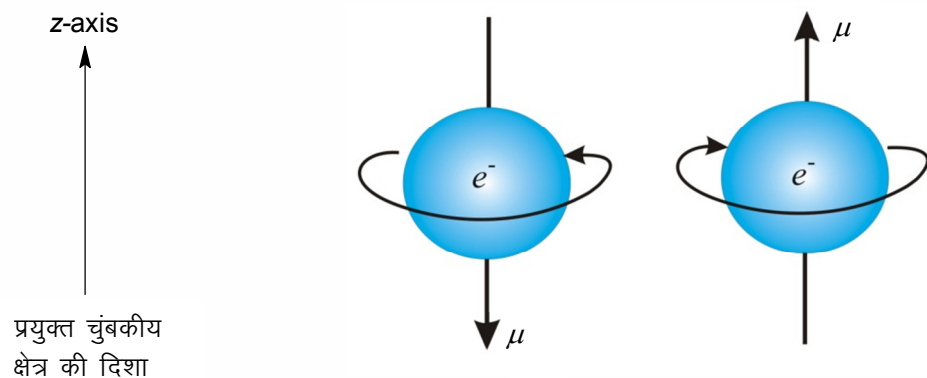
हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम में चुंबकीय क्षेत्र के प्रभाव में प्रदर्शित सूक्ष्म रेखाओं की उत्पत्ति ज़ेमान प्रभाव (*Zeeman effect*), की व्याख्या पहले बताई गई तीन क्वांटम संख्याओं के आधार पर नहीं की जा सकी। सन् 1925 में जॉर्ज उल्हनबेक (George Uhlenbeck) और सेम्युअल गुडस्मिट (Samuel Goudsmit) ने इलेक्ट्रॉन के अपने अक्ष पर घूर्णन के बारे में बताया जिससे कक्षीय कोणीय संवेग (*orbital angular momentum*) के अतिरिक्त कोणीय संवेग सदिश (*angular momentum vector*) प्राप्त होता है जैसा कि चित्र 4.13 में दिखाया गया है।

इलेक्ट्रॉन का चुंबकीय आघूर्ण, μ , उसके आंतर गुणधर्मों, स्पिन और विद्युत् आवेश के कारण होता है। इलेक्ट्रॉन के चुंबकीय आघूर्ण का मान $-9284.764 \times 10^{-27} \text{ J T}^{-1}$ होता है।



चित्र 4.13: इलेक्ट्रॉन का प्रचक्रण। प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र की दिशा

इस प्रकार, के प्रचक्रण वाले आवेश के कारण चुंबकीय क्षेत्र उत्पन्न होता है तथा इलेक्ट्रॉन एक छोटे चुंबक की तरह व्यवहार करता है। प्रचक्रण के दो अभिविन्यास जिनमें से एक दक्षिणावर्त दिशा में और दूसरा वामावर्त दिशा में होता है, संभव होते हैं जिन्हें चित्र 4.14 में दिखाया गया है।

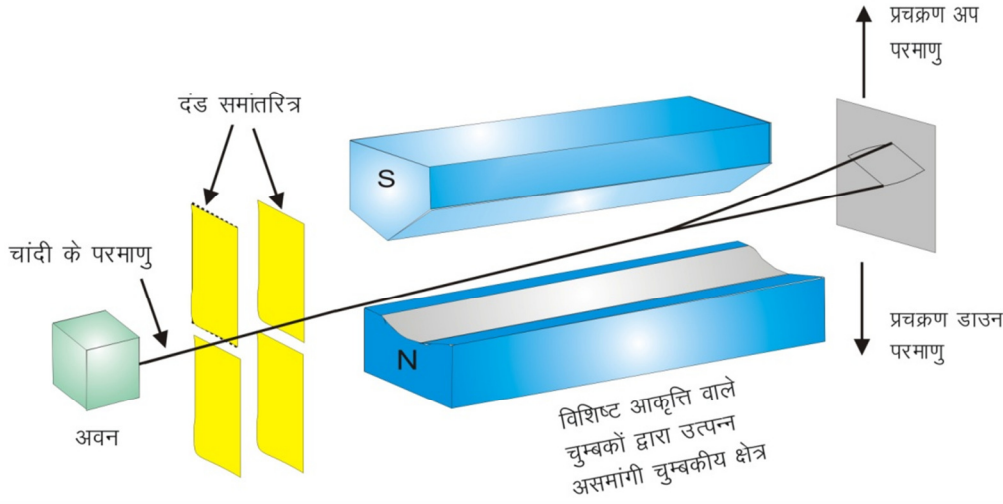


चित्र 4.14: इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण के दो संभव विन्यास।

इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण के लिए प्रायोगिक प्रमाण स्टर्न-गरलेश (Stern-Gerlach) प्रयोग द्वारा दिया गया जिसकी चर्चा नीचे की गई है।

स्टर्न-गरलेश प्रयोग

ऑटो स्टर्न (Otto Stern) और वाल्टर गरलेश (Walter Gerlach) ने सन् 1924 में एक प्रयोग किया जिसमें उन्होंने गरम (oven) से निकले सिल्वर (चांदी) के परमाणुओं के किरण कुंज को ऐसे चुंबकीय क्षेत्र से गुज़ारा जो कि एक समान नहीं था, देखें चित्र 4.15।



चित्र 4.15: स्टर्न-गरलेश प्रयोग।

फोटोग्राफी प्लेट के उपयोग द्वारा इन परमाणुओं की पहचान करने पर यह पाया गया कि सिल्वर के परमाणुओं का किरण कुंज दो भागों में बंट गया जिसके कारण प्लेट पर दो चिह्न (spot) प्राप्त हुए न कि एक सतत क्षेत्र जैसा कि चिरसम्मत (classical) नियमों से अपेक्षित था। किरण कुंज का दो हिस्से में बंट जाना चुंबकीय आघूर्ण के दो संभव विन्यासों को इंगित करता था। परंतु, सिल्वर परमाणु के इलेक्ट्रॉन के कोणीय संवेग का मान शून्य होता है क्योंकि सिल्वर में $5s^1$ इलेक्ट्रॉन के लिए $l = 0$ होता है। अतः गुडस्मिट और उल्हेनबेक का यह प्रस्ताव कि इलेक्ट्रॉन का आंतरिक कोणीय संवेग होता है जो कि कक्षीय कोणीय संवेग से अलग होता है, की व्याख्या इस आधार पर की जा सकती थी यदि इलेक्ट्रॉन का प्रचक्रण हो जिसके कारण प्रचक्रण क्वांटम संख्या (s , spin quantum number) की उत्पत्ति हुई।

4.6.1 प्रचक्रण क्वांटम संख्या (s)

किसी इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण को प्रचक्रण क्वांटम संख्या (s) द्वारा निरूपित किया जा सकता है जिसका मान $\frac{1}{2}$ होता है। प्रचक्रण का परिमाण निम्नलिखित प्रकार दिया जाता है :

$$|\mathbf{s}| = \sqrt{s(s+1)} \hbar$$

$$\mathbf{s} = \frac{1}{2} \text{ के लिए } \mathbf{s} = \frac{\sqrt{3}}{2} \hbar$$

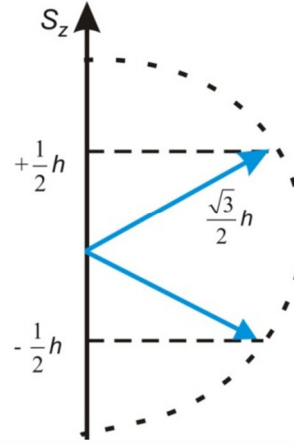
चुंबकीय क्षेत्र की उपस्थिति में, कोणीय संवेग सदिश के दो संभव विन्यास हो सकते हैं जिनमें से एक चुंबकीय क्षेत्र के सामान्तर होता है और दूसरा उसकी विपरीत दिशा में। इन दोनों विन्यासों को चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या (m_s) द्वारा निरूपित किया जाता है, देखें चित्र 4.16। इसकी व्याख्या नीचे की गई है।

जब इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण की दिशा वामावर्त होती है, तब चुंबकीय आघूर्ण की दिशा प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र के समांतर होती है और यह ऊर्जा अवस्था β अवस्था कहलाती है जिसके लिए

$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ होता है।}$$

दूसरी स्थिति में जब इलेक्ट्रॉन का प्रचक्रण दक्षिणावर्त दिशा में होता है, तब चुंबकीय आघूर्ण प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र की दिशा के प्रति समांतर होता है और यह उच्च ऊर्जा वाली अवस्था जिसे α अवस्था कहते हैं, को निरूपित करता

$$\text{है जिसके लिए } m_s = +\frac{1}{2} \text{ होता है।}$$



चित्र 4.16 : z -दिशा में प्रचक्रण कोणीय संवेग के घटक।

प्रचक्रण कोणीय संवेग के z -दिशा में घटक हो सकते हैं जिन्हें s_z द्वारा निरूपित किया जाता है और निम्नलिखित प्रकार दिया जाता है :

$$s_z = m_s \hbar$$

हाइड्रोजन के परमाणु स्पेक्ट्रम की सूक्ष्म संरचना में कोणीय संवेग के z -घटक की दो संभावनाओं के कारण एक द्विक प्रदर्शित होता है। यहाँ दी हुई z -दिशा के लिए ऊपर दिए समीकरण के हल से किसी इलेक्ट्रॉन के लिए केवल दो z -घटक संभव होते हैं।

$$s_z = \pm \frac{1}{2} \hbar$$

इलेक्ट्रॉन के लिए दो संभव प्रचक्रण विन्यासों को कभी-कभी स्पिन-ऊपर (spin-up) या स्पिन-नीचे (spin-down) द्वारा भी व्यक्त किया जाता है।

4.6.2 चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या (m_s)

जैसा कि ऊपर बताया गया है, इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण की खोज के कारण चौथी क्वांटम संख्या, प्रचक्रण क्वांटम संख्या की उत्पत्ति हुई। चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या, m_s , के मान $+\frac{1}{2}$ और $-\frac{1}{2}$ हो सकते हैं। चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या इलेक्ट्रॉन की दो प्रचक्रण अवस्थाओं को निरूपित करती है जिन्हें तीर ($\uparrow$ या $\downarrow$) चिह्नों या ग्रीक अक्षरों α और β द्वारा दर्शाया जाता है। वामावर्त प्रचक्रण को ऊपर के दिशा वाले तीर ($\uparrow$) द्वारा दर्शाया जाता है जबकि दक्षिणावर्त प्रचक्रण को नीचे की ओर वाले तीर ($\downarrow$) द्वारा दिखाया जाता है।

किसी इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण गुणधर्म के कारण उसका चुंबकीय आघूर्ण होता है जो कि चौथी क्वांटम संख्या के लिए आवश्यक होता है। β अवस्था में चुंबकीय आघूर्ण, प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र दिशा के समांतर होता है। β द्वारा निरूपित इस निम्न ऊर्जा अवस्था के लिए $m_s = -\frac{1}{2}$ होता है जबकि α द्वारा निरूपित की गई उच्च ऊर्जा अवस्था के लिए $m_s = +\frac{1}{2}$ होता है और उसमें चुंबकीय आघूर्ण प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र के समांतर न होकर उसकी विपरीत दिशा में होता है।

4.7 सारांश

इस इकाई में आपने हाइड्रोजन और हाइड्रोजन-जैसे परमाणुओं के लिए श्रोडिंगर समीकरण के बारे में पढ़ा। आपने यह भी सीखा कि जब श्रोडिंगर समीकरण को ध्रुवीय निर्देशांकों में व्यक्त करके उसका हल अर्थात् तरंग फलन Ψ प्राप्त किया जाता है, तब प्राप्त तरंग फलन को त्रिज्य और कोणीय घटकों में पृथक् किया जा सकता है। श्रोडिंगर समीकरण के हल से तीन क्वांटम संख्याएं- मुख्य क्वांटम संख्या, n , दिगंशी क्वांटम संख्या, l और चुंबकीय क्वांटम संख्या, m_l प्राप्त होती हैं। उसके बाद, हमने त्रिज्य और कोणीय घटकों के बारे में अलग-अलग रूप से विचार किया। यहाँ, विभिन्न कक्षकों के लिए त्रिज्य तरंग फलनों जो कि नाभिक से दूरी के फलन के रूप में इलेक्ट्रॉन घनत्व के परिवर्तन को दर्शाते हैं, को आरेखित करने के बारे में बताया गया। तरंग फलनों की कोणीय अधीनता की चर्चा के अंतर्गत विभिन्न कक्षकों के आकारों का वर्णन किया गया। विभिन्न कक्षकों में त्रिज्य और कोणीय नोडों की उपस्थिति की व्याख्या की गई। अंत में प्रचक्रण की खोज और चुंबकीय क्वांटम की उत्पत्ति की संक्षिप्त चर्चा की गई।

4.8 अंत में कुछ प्रश्न

1. क्वांटम संख्याओं के निम्नलिखित संयोजनों में से कौन-से अनुमत हैं?

	n	l	m_l	m_s
क)	3	2	1	0
ख)	2	0	0	-1/2
ग)	7	2	-2	1/2
घ)	3	-3	-2	-1/2

2. त्रिज्य वितरण फलन $D(r)$ की क्या सार्थकता है?

3. $3s$ कक्षक में कितने नोड उपस्थित होते हैं?

4. स्टर्न-गरलेश प्रयोग की व्याख्या कीजिए। यह हमें क्या जानकारी देता है?

5. अवस्थाएं α और β क्या जानकारी प्रदान करती हैं?

4.9 उत्तर

बोध प्रश्न

1. चार क्वांटम संख्याएं इस प्रकार हैं :

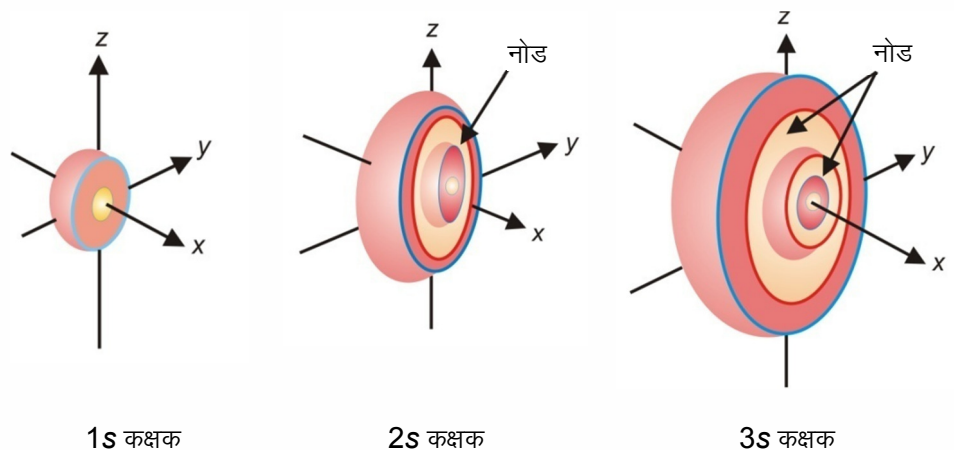
- मुख्य क्वांटम संख्या, n जो मुख्य ऊर्जा स्तर के बारे में बताती है।
- दिगंशी क्वांटम संख्या, l जो कोणीय संवेग और कक्षक के आकार के बारे में बताती है।

- iii. चुंबकीय क्वांटम संख्या, m_l जो कोणीय संवेग के विन्यास के बारे में बताती है।
- iv. प्रचक्रण क्वांटम संख्या, m_s जो इलेक्ट्रॉन के प्रचक्रण के बारे में बताती है।

2. $9.10510 \times 10^{-31} \text{ kg}$
3. विभिन्न कक्षकों के पिंडों पर + और - चिह्न तरंग फलन की सममिति को दर्शाते हैं।
4. नोड शून्य इलेक्ट्रॉन घनत्व वाले क्षेत्र होते हैं।

अंत में कुछ प्रश्न

1. क) अनुमत नहीं है क्योंकि m_s शून्य नहीं हो सकता है।
 ख) अनुमत है।
 ग) अनुमत है।
 घ) यह अनुमत नहीं है क्योंकि l का मान ऋणात्मक नहीं हो सकता है।
2. त्रिज्य वितरण फलन किसी इलेक्ट्रॉन की, r और $r + dr$ दूरी के बीच स्थित गोलीय कोश में पाए जाने की प्रायिकता को निरूपित करता है जहाँ r इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी है।
3. 2.
4. भाग 4.6 को देखिए।
5. इलेक्ट्रॉन की उच्च ऊर्जा अवस्था को α अवस्था कहते हैं जिसके लिए $m_s = +1/2$ है जबकि निम्न ऊर्जा अवस्था को β अवस्था कहते हैं जिसके लिए $m_s = -1/2$ है। α अवस्था में चुंबकीय आघूर्ण प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र की दिशा के प्रति-समांतर या विपरीत दिशा में होता है जबकि β अवस्था में यह प्रयुक्त चुंबकीय क्षेत्र की दिशा के समांतर होता है।



बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

इकाई की रूपरेखा

5.1 प्रस्तावना उद्देश्य	5.4 कुछ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों का स्थायित्व विनिमय ऊर्जा की संकल्पना असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
5.2 बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणु के ऊर्जा स्तर	
5.3 विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने के नियम ऑफबाऊ सिद्धांत हुंड नियम पॉउली अपवर्जन सिद्धांत	5.5 सारांश 5.6 अंत में कुछ प्रश्न 5.7 उत्तर

5.1 प्रस्तावना

अभी तक हम हाइड्रोजन परमाणु के बारे में पढ़ रहे थे। इकाई 4 में आपने विभिन्न कक्षकों के आकार के बारे में विस्तार से पढ़ा। अब हम अपना ध्यान बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं पर केंद्रित करेंगे। इस इकाई में हम पहले यह देखेंगे कि बहु-इलेक्ट्रॉन इकाईयों के ऊर्जा स्तर किस प्रकार हाइड्रोजन परमाणु के ऊर्जा स्तरों से भिन्न होते हैं। उसके बाद, मेडलिंग नियम के आधार पर विभिन्न ऊर्जा स्तरों के बढ़ते क्रम की व्यवस्था की व्याख्या की जाएगी। फिर कक्षकों को भरने के विभिन्न नियमों के बारे में बताया जाएगा। यहाँ हम ऑफबाऊ सिद्धांत, हुंड नियम और पॉउली अपवर्जन सिद्धांत की व्याख्या करेंगे। तत्पश्चात् कुछ सरल बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास का वर्णन किया जाएगा। इस चर्चा के अंतर्गत अर्ध भरे कक्षकों और पूर्णतः भरे कक्षकों के स्थायित्व और विनिमय ऊर्जा के बारे में भी बताया जाएगा। अंत में कुछ तत्वों के असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों का वर्णन किया जाएगा।

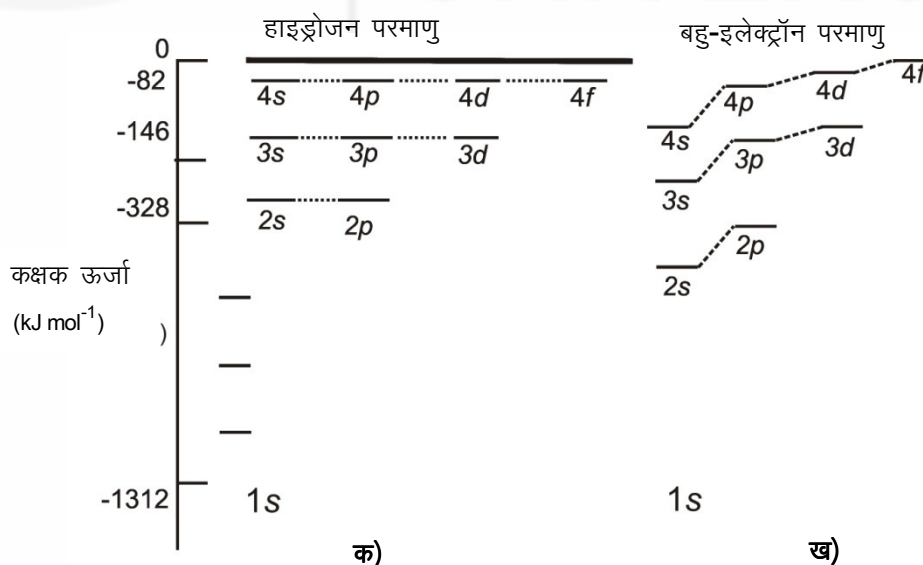
उद्देश्य

- ❖ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तरों की हाइड्रोजन परमाणु के ऊर्जा स्तरों के साथ तुलना कर सकेंगे;
- ❖ मेडलिंग नियम के अनुसार बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तरों को उनकी ऊर्जा के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कर सकेंगे;
- ❖ ऑफबाऊ सिद्धांत लिख सकेंगे;
- ❖ हुंड नियम की व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ पॉउली अपवर्जन सिद्धांत की चर्चा कर सकेंगे;
- ❖ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को लिख सकेंगे;
- ❖ आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों के स्थायित्व का वर्णन कर सकेंगे; और
- ❖ विनिमय ऊर्जा के आधार पर इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों के स्थायित्व की व्याख्या कर सकेंगे और कुछ तत्वों के असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों के लिए कारण बता सकेंगे।

5.2 बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तर

बहु-इलेक्ट्रॉन निकायों को हाइड्रोजन परमाणु की विस्तृति माना जा सकता है। लेकिन इन निकायों का श्रोडिंगर समीकरण हल करना आसान नहीं है। अतः बहुत से सन्निकटन (approximations) लगाने पड़ते हैं तथा प्राप्त ऊर्जा के मान भी पूरी तरह सही नहीं होते।

इन निकायों के लिए प्राप्त ऊर्जा मानों को चित्र 5.1 ख) के अनुसार व्यवस्थित किया जा सकता है।



चित्र 5.1: क) हाइड्रोजन परमाणु के अपभ्रष्ट ऊर्जा स्तर और ख) बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं में कक्षकों की अपभ्रष्टता का भंग होना।

आप चित्र 5.1 क) में देख सकते हैं कि हाइड्रोजन परमाणु के लिए, n के किसी भी एक मान के लिए ऊर्जा स्तर के उपस्तर अपभ्रष्ट हैं। लेकिन, बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं में ऐसी अपभ्रष्टता नहीं होती।

अतः इस प्रकार प्राप्त ऊर्जा स्तरों को उनकी बढ़ती ऊर्जा के क्रम में निम्नलिखित प्रकार व्यवस्थित किया जा सकता है :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d \dots$$

यह क्रम मेडलिंग नियम के आधार पर लिखा गया है। इस नियम के अनुसार, किसी कक्षक की ऊर्जा $n+l$ से ज्ञात की जा सकती है। विभिन्न कक्षकों को बढ़ते $n+l$ मान के अनुसार रखा गया है। जब कक्षकों के लिए $n+l$ का मान एक जैसा होता है, तब उस स्थिति में निम्न n मान वाले कक्षक की ऊर्जा निम्न होगी। इसको आप $3p$ और $4s$ कक्षकों का प्रयोग करके अच्छी तरह से समझ सकते हैं। इन दोनों कक्षकों के लिए $n+1$ का मान 4 है। $3p$ कक्षक के लिए $n=3$ तथा $l=1$ है और $4s$ कक्षक के लिए $n=4$ तथा $l=0$ है। अतः $3p$ कक्षक की ऊर्जा ऊपर दिए गए नियम के अनुसार $4s$ कक्षक से कम होगी क्योंकि $3p$ कक्षक के लिए n का मान $4s$ कक्षक से कम है।

बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तरों की ऊर्जाओं के बारे में जानने के बाद आइए अब उन नियमों के बारे में पढ़ें जो कि इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को लिखने में सहायक होंगे।

बोध प्रश्न 1

निम्नलिखित युग्मों में से किस कक्षक की ऊर्जा अधिक होगी?

- $3p$ या $3d$
- $4s$ या $3d$
- $6s$ या $4f$

5.3 विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने के नियम

जब हम उपलब्ध इलेक्ट्रॉनों को विभिन्न कक्षकों में भरने का प्रयत्न करते हैं तब हमें कुछ नियमों का पालन करना पड़ता है। आइए, पहले हम इन नियमों का अध्ययन करें। उसके बाद हम इन नियमों के आधार पर हम विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के भरने पर विचार करेंगे।

1. **ऑफबाऊ सिद्धांत (aufbau principle):** जर्मन भाषा में ऑफबाऊ का अर्थ है 'क्रमिक रचना' या निर्माण करना (building up)। इस नियम के अनुसार, कक्षक बढ़ती हुई ऊर्जा के अनुसार ही भरे जायेंगे अर्थात् पहले इलेक्ट्रॉन निम्न ऊर्जा कक्षक में जायेंगे और फिर उच्च ऊर्जा कक्षक में।

2. **हुंड नियम (Hund's rule):** इस नियम के अनुसार, किसी दिए गए ऊर्जा स्तर में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या अधिकतम होती है अर्थात् पहले एक-एक इलेक्ट्रॉन प्रत्येक कक्षक में जाता है तथा उसके बाद युग्म बनते हैं।



फ्रेड्रिक हर्मन हुंड
(4 फरवरी 1896-31 मार्च 1997)



वोल्फगंग अर्न्सट पॉउली
(25 अप्रैल 1900-15 दिसम्बर 1958)

उन्हें सन् 1945 में भौतिकी का नोबेल

बोर-बरी ने निम्नलिखित नियम एक ही समय पर प्रस्तावित किए नियम :

नियम 1: किसी कोश (shell) में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या $2n^2$ होती है जहाँ n कोश की मुख्य क्वांटम संख्या है। अर्थात् K, L, M, N कोशों में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या क्रमशः 2, 8, 18 और 32 हो सकती है।

नियम 2: कोई इलेक्ट्रॉन नए बाहरी कोश में प्रवेश कर सकता है चाहे अंदर वाला शैल पूर्णतः न भी भरा हो।

नियम 3: बाह्यतम कोश में 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन उपस्थित नहीं हो सकते हैं जबकि उससे अंदर वाली कोश में 18 से अधिक इलेक्ट्रॉन उपस्थित नहीं हो सकते हैं।

नियम 4: यदि बाह्यतम से पहले कोश में 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो सकते हों, तो भी उसमें तब तक 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन नहीं भरे जा सकते जब तक कि बाह्यतम कोश में 2 इलेक्ट्रॉन न भर जाएँ। इस कोश में 9 से अधिक इलेक्ट्रॉन तब तक नहीं भर सकते जब तक कि इसके अंदर वाली कोश पूरी तरह न भर जाएँ।

ऐसा इसलिए होता है क्योंकि एक ही कक्षक में जाने वाले इलेक्ट्रॉनों के बीच प्रतिकर्षण होता है। समान ऊर्जा में उपस्थित होने वाले इलेक्ट्रॉनों के युग्मन के फलस्वरूप परस्पर प्रतिकर्षण से संबंधित ऊर्जा (प्रति इलेक्ट्रॉन युग्म) को प्रतिकर्षण की कूलामी ऊर्जा (Coulombic energy of repulsion, Π_c) कहते हैं। अतः यदि समान ऊर्जा के कक्षक उपलब्ध हो तो इलेक्ट्रॉन कक्षकों को एक-एक करके भरते हैं जिनमें इन इलेक्ट्रॉनों के समांतर प्रचक्रण (स्पिन, spin) होते हैं।

यदि दो इलेक्ट्रॉन एक कक्षक में जाते हैं, जैसे $1s$ कक्षक में, तब दोनों इलेक्ट्रॉनों की प्रचक्रण का प्रतिसमांतर होना आवश्यक है।

3. पॉउली अपवर्जन सिद्धांत (Pauli exclusion principle): आप यह पहले पढ़ चुके हैं कि प्रत्येक इलेक्ट्रॉन को चार क्वांटम संख्याओं n, l, m_l और m_s के समूह द्वारा व्यक्त किया जाता है। पॉउली के अपवर्जन सिद्धांत के अनुसार किसी परमाणु के दो इलेक्ट्रॉनों के लिए चारों क्वांटम संख्याएँ एक समान नहीं हो सकती।

चूंकि किसी कक्षक के लिए n, l और m_l का मान तो एक जैसा हो सकता है लेकिन m_s का मान अलग-अलग होगा। इसलिए उस कक्षक के दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वांटम संख्याएँ एक जैसी नहीं होगी। दूसरे शब्दों में हम कह सकते हैं कि यदि दो इलेक्ट्रॉनों को एक ही कक्षक में जाना है तो उनकी स्पिन सदैव विपरीत दिशा में होगी।

इस प्रकार पॉउली अपवर्जन सिद्धांत द्वारा विभिन्न कक्षकों में जाने वाले इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या की गणना की जा सकती है। ऐसा नीचे सारणी 5.1 में दर्शाया गया है।

सारणी 5.1: विभिन्न कक्षकों में भरे जाने वाले इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या और उनकी क्वांटम संख्याएँ

n	l	m_l	m_s	इलेक्ट्रॉनों की संख्या	कक्षक संकेत	किसी n स्तर में कुल इलेक्ट्रॉन
$n=1$	0	0	$\pm 1/2$	2	1s	2
$n=2$	0	0	$\pm 1/2$	2	2s	8
	1	+1	$\pm 1/2$	2	2p	
		0	$\pm 1/2$	2		
		-1	$\pm 1/2$	2		
				2		
$n=3$	0	0	$\pm 1/2$	2	3s	18
	1	+1	$\pm 1/2$	2	3p	
		0	$\pm 1/2$	2		
		-1	$\pm 1/2$	2		
				2		
	2	+2	$\pm 1/2$	2	3d	
		+1	$\pm 1/2$	2		
		0	$\pm 1/2$	2		
		-1	$\pm 1/2$	2		
		-2	$\pm 1/2$	2		
			2			

$n = 4$	0	0	$\pm 1/2$	2	$\left. \begin{array}{c} 4s \\ 4p \\ 4d \\ 4f \end{array} \right\}$	32			
	1	+1	$\pm 1/2$	2			6		
		0	$\pm 1/2$	2					
		-1	$\pm 1/2$	2					
		2	+2	$\pm 1/2$				2	
	2	+1	$\pm 1/2$	2			10		
		0	$\pm 1/2$	2					
		-1	$\pm 1/2$	2					
		-2	$\pm 1/2$	2					
		3	+3	$\pm 1/2$				2	2
			+2	$\pm 1/2$				2	
	+1		$\pm 1/2$	2					
	0		$\pm 1/2$	2					
	-1		$\pm 1/2$	2					
	-2		$\pm 1/2$	2					
		-3	$\pm 1/2$	2			14		

अतः एक s कक्षक में अधिकतम 2 इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं। p कक्षक में 6, d कक्षक में 10 तथा f कक्षक में अधिकतम 14 इलेक्ट्रॉन तक आ सकते हैं।

ऊपर दी गई जानकारी को समझने के बाद अगला भाग पढ़ने से पहले आप निम्नलिखित बोध प्रश्न का उत्तर दीजिए।

बोध प्रश्न 2

$3d$ कक्षकों में अधिकतम कितने इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो सकते हैं और क्यों?

5.4 कुछ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

आइए, अब कुछ उदाहरणों द्वारा तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों का अध्ययन करें। यहाँ सबसे पहले हम हाइड्रोजन परमाणु से आरंभ करेंगे और उसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखेंगे। इन इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों में मूर्धांक (superscript) उस कक्षक में पाए जाने वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या को प्रदर्शित करता है।

चूंकि $1s$ सबसे निम्नतम ऊर्जा वाला कक्षक है, हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन इस कक्षक में ज्यादा है तथा हाइड्रोजन परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^1$ के रूप में लिखा जा सकता है।



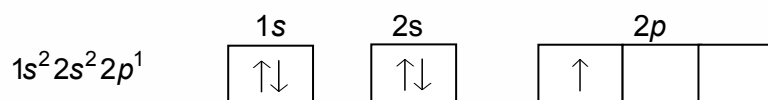
हीलियम परमाणु में दो इलेक्ट्रॉन हैं और इसका विन्यास $1s^2$ है। ऐसा इसलिए है क्योंकि $1s$ कक्षक में दो इलेक्ट्रॉन तक आ सकते हैं बशर्ते कि उनकी स्पिन विपरीत दिशा में हो।



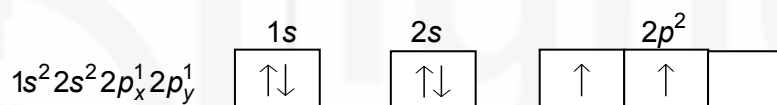
लीथियम (Li) में तीसरा इलेक्ट्रॉन अगले उच्च स्तर यानि $2s$ कक्षक में जाता है। इसी प्रकार, बेरिलियम (Be) का चौथा इलेक्ट्रॉन भी $2s$ कक्षक में जाता है।



इससे अगला तत्व, बोरॉन है जिसमें पाँच इलेक्ट्रॉन हैं और इसका विन्यास निम्नलिखित प्रकार लिखा जा सकता है, क्योंकि $2s$ के बाद अगला उच्च स्तर $2p$ है।

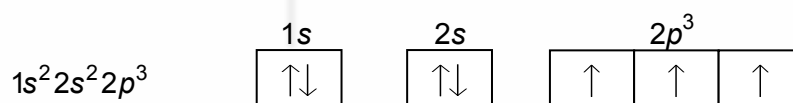


इससे अगले तत्व, कार्बन में छः इलेक्ट्रॉन हैं। हुंड नियम के अनुसार, किसी परमाणु के कक्षकों में अधिकतम अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होने चाहिए। अतः कार्बन का विन्यास इस प्रकार है :

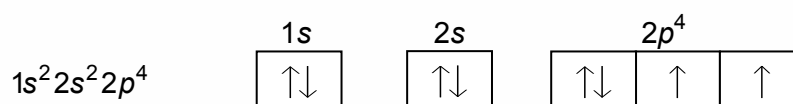


इसमें $2p$ कक्षकों में दोनों इलेक्ट्रॉन अलग-अलग p कक्षक में जाते हैं और अयुग्मित रहते हैं।

इसी प्रकार, सात इलेक्ट्रॉन वाले नाइट्रोजन के विन्यास में तीनों $2p$ कक्षकों में इलेक्ट्रॉन अयुग्मित रहते हैं।

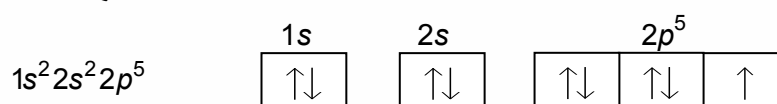


इसके बाद आठ इलेक्ट्रॉनों वाले अगले तत्व, ऑक्सीजन का विन्यास इस प्रकार है :

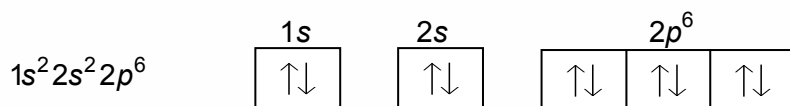


चूँकि $2p$ कक्षकों में चार इलेक्ट्रॉन हैं, इसलिए इनको $2p_x^2$, $2p_y^1$ और $2p_z^1$ की तरह भरा जा सकता है।

इसी प्रकार, नौ इलेक्ट्रॉनों वाले फ्लुओरीन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इस प्रकार लिखा जा सकता है :

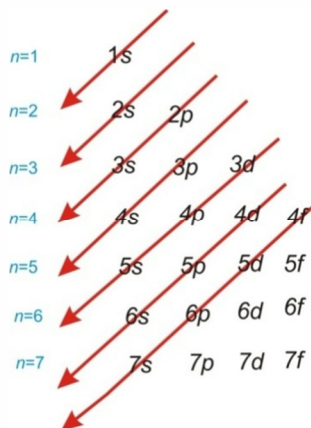


इसी प्रकार, दस इलेक्ट्रॉन वाले निऑन का निम्नलिखित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है :



इस तत्व के विन्यास में सभी कक्षक पूरी तरह भर जाते हैं।

आप आगे इस भाग में पढ़ेंगे कि पूरी तरह से या ठीक आधे भरे कक्षकों वाले तत्वों का विन्यास, अंशतः भरे कक्षकों के विन्यास की तुलना में अधिक स्थायी होता है। चित्र 5.2 में दिए गए आरेख की सहायता से आप ऊर्जा स्तरों को भरने का क्रम आसानी से याद रख सकते हैं।



चित्र 5.2: विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने का क्रम

ऊपर दिए गए विभिन्न कक्षकों को भरने के क्रम द्वारा किसी भी ज्ञात परमाणु संख्या वाले तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखा जा सकता है।

सारणी 5.2 में सभी तत्वों का इलेक्ट्रॉन विन्यास दिया गया है। कुछ तत्वों पर जो कि असंगत व्यवहार प्रदर्शित करते हैं, तारक के चिन्ह (*) और (**) लगाए गए हैं और उनकी व्याख्या सारणी के नीचे दी गई है। इन तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और उसके विभिन्न आवर्त गुणों के साथ संबंध के विषय में आप और अधिक अकार्बनिक रसायन के बाद के पाठ्यक्रम में पढ़ेंगे।

सारणी 5.2: विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण

कोश		K	L	M	N	O	P	Q
कक्षक		1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f	7s 7p
तत्व	परमाणु संख्या							
n=1	H	1						
	He	2						
n=2	Li	2	1					
	Be	2	2					
	B	2	2 1					
	C	2	2 2					
	N	2	2 3					
	O	2	2 4					
	F	2	2 5					
	Ne	2	2 6					

कोश		K	L	M	N	O	P	Q
कक्षक		1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f	7s 7p
तत्व	परमाणु संख्या							
n = 3	Na	11	2	2	2 6	1		
	Mg	12	2	2	2 6	2		
	Al	13	2	2	2 6	2 1		
	Si	14	2	2	2 6	2 2		
	P	15	2	2	2 6	2 3		
	S	16	2	2	2 6	2 4		
	Cl	17	2	2	2 6	2 5		
	Ar	18	2	2	2 6	2 6		
n = 4	K	19	2	2	2 6	2 6	1	
	Ca	20	2	2	2 6	2 6	2	
	Sc	21	2	2	2 6	2 6 1	2	
	Ti	22	2	2	2 6	2 6 2	2	
	V	23	2	2	2 6	2 6 3	2	
	*Cr	24	2	2	2 6	2 6 5	1	
	Mn	25	2	2	2 6	2 6 5	2	
	Fe	26	2	2	2 6	2 6 6	2	
	Co	27	2	2	2 6	2 6 7	2	
	Ni	28	2	2	2 6	2 6 8	2	
	*Cu	29	2	2	2 6	2 6 10	1	
	Zn	30	2	2	2 6	2 6 10	2	
	Ga	31	2	2	2 6	2 6 10	2 1	
	Ge	32	2	2	2 6	2 6 10	2 2	
	As	33	2	2	2 6	2 6 10	2 3	
	Se	34	2	2	2 6	2 6 10	2 4	
	Br	35	2	2	2 6	2 6 10	2 5	
	Kr	36	2	2	2 6	2 6 10	2 6	
n = 5	Rb	37	2	2	2 6	2 6 10	2 6	1
	Sr	38	2	2	2 6	2 6 10	2 6	2
	Y	39	2	2	2 6	2 6 10	2 6 1	2
	Zr	40	2	2	2 6	2 6 10	2 6 2	2
	**Nb	41	2	2	2 6	2 6 10	2 6 4	1
	*Mo	42	2	2	2 6	2 6 10	2 6 5	1
	Tc	43	2	2	2 6	2 6 10	2 6 5	2
	**Ru	44	2	2	2 6	2 6 10	2 6 7	1
	**Rh	45	2	2	2 6	2 6 10	2 6 8	1
	*Pd	46	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	
	*Ag	47	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	1
	Cd	48	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2
	In	49	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 1
	Sn	50	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 2
	Sb	51	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 3
	Te	52	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4
	I	53	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5
	Xe	54	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6
n = 6	Cs	55	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6
	Ba	56	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6
	La	57	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6 1
	Ce	58	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6 1
	Pr	59	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 2	2 6 1
	Nd	60	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6 1
	Pm	61	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6 1
	Sm	62	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6 1
	Eu	63	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6 1
	Gd	64	2	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6 1

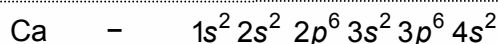
कोश		K	L	M	N	O	P	Q
कक्षक		1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d 6f	7s 7p
तत्व	परमाणु संख्या							
n = 6	Tb 65	2	2 6	2 6 10	2 6 10 8	2 6 1	2	
	Dy 66	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6 1	2	
	Ho 67	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6 1	2	
	Er 68	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6 1	2	
	Tm 69	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6 1	2	
	Yb 70	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6 1	2	
	Lu 71	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
	Hf 72	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
	Ta 73	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	
	W 74	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
	Re 75	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
	Os 76	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
	Ir 77	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
	**Pt 78	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
	*Au 79	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
	Hg 80	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	
	Tl 81	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	
	Pb 82	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
n = 7	Bi 83	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
	Po 84	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
	At 85	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
	Rn 86	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
	Fr 87	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
	Ra 88	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
	Ac 89	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6 1	2
	Th 90	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 1	2 6 1	2
	Pa 91	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6 1	2
	U 92	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6 1	2
	Np 93	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6 1	2
	Pu 94	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 5	2 6 1	2
	Am 95	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 6	2 6 1	2
	Cm 96	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6 1	2
	Dk 97	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 8	2 6 1	2
	Cf 98	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6 1	2
	Es 99	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6 1	2
	Fm 100	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6 1	2
	Md 101	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6 1	2
	No 102	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6 1	2
	Lr 103	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 1	2

* आंतरिक इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण के कारण बहुत कम ऊर्जा अंतर वाले इलेक्ट्रॉन, इस प्रकार उन कक्षकों को वरीयतापूर्वक भरते हैं, जिससे कक्षक या तो पूरे भर जाए या बिल्कुल आधे। ऐसा इलेक्ट्रॉन विन्यास Cr, Cu, Mo, Ag, Pd और Au आदि में होता है।

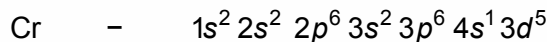
** Nb, Ru, Rh और Pt के असंगत विन्यास की व्याख्या नाभिक-इलेक्ट्रॉन तथा इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन बलों के आधार पर की जा सकती है।

5.4.1 आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों का स्थायित्व

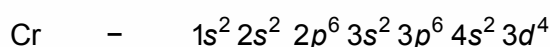
आप सारणी 5.2 में देख सकते हैं कि कैल्सियम (परमाणु संख्या 20), तक इलेक्ट्रॉन विभिन्न कक्षकों में चित्र 5.2 में दिए गए क्रम के अनुसार भरते हैं। अतः कैल्सियम के लिए हम निम्नलिखित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिख सकते हैं।



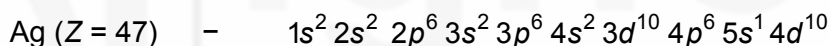
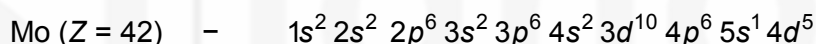
इसके बाद, स्कैंडियम (Sc) जिसकी परमाणु संख्या $Z = 21$, होती है, में इलेक्ट्रॉन $3d$ कक्षक को भरना प्रारंभ करते हैं। और, टाइटेनियम (Ti, $Z = 22$) और वैनेडियम (V, $Z = 23$) में $3d$ कक्षक में क्रमशः 2 और 3 कक्षक भरते हैं। परंतु अगले तत्व क्रोमियम (Cr, $Z = 24$) का निम्नलिखित विन्यास होता है :



जिसमें $3d$ कक्षकों में पाँच इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं और एक इलेक्ट्रॉन $4s$ कक्षक में उपस्थित होता है। यह विन्यास अपेक्षित विन्यास से भिन्न होता है। स्कैंडियम, टाइटेनियम और वैनेडियम के $3d$ कक्षकों के भरने के क्रम में आगे हम यह अपेक्षा कर रहे होंगे कि क्रोमियम में अंतिम भरने वाला इलेक्ट्रॉन $3d$ कक्षक में जाएगा। जिससे निम्नलिखित विन्यास प्राप्त होगा;



ऊपर दिखाए गए क्रोमियम के विन्यास ($4s^1 3d^5$) में $4s$ और $3d$ कक्षक आधे भरे हैं। आधे भरे कक्षकों और पूर्णतः भरे कक्षकों वाले ऐसे कुछ अन्य तत्व भी हैं जिन्हें सारणी 5.2 में तारक चिह्न (*) द्वारा दिखाया गया है। ऐसे कुछ तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास नीचे दिए गए हैं :



क्रोमियम, कॉपर, मॉलिब्डेनम, सिल्वर, प्लेडियम, सोना आदि तत्वों का अतिरिक्त स्थायित्व की व्याख्या उनके आधे भरे या पूर्णतः भरे कक्षकों वाले इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर की जा सकती है। आधे भरे या पूर्णतः भरे कक्षकों से संबंधित अतिरिक्त स्थायित्व का कारण ऐसे व्यवस्थाओं में इलेक्ट्रॉनों के अधिक सममित वितरण तथा उनके परस्पर विनिमय द्वारा प्राप्त स्थायित्व होता है। ऐसा विनिमय उस विशिष्ट विन्यास को स्थायित्व प्रदान करता है और इस विनिमय प्रक्रम से संबंधित ऊर्जा को विनिमय ऊर्जा (exchange energy) कहते हैं। इसकी चर्चा नीचे विस्तार से की गई है।

5.4.2 विनिमय ऊर्जा की संकल्पना

ऐसे इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों, जिनमें इलेक्ट्रॉनों के समांतर प्रचक्रण होते हैं, से संबंधित अतिरिक्त स्थायित्व की व्याख्या विनिमय ऊर्जा के आधार पर की जा सकती है। विनिमय ऊर्जा वह ऊर्जा होती है जो किसी उप-कोश (sub-shell) के अपभ्रंश कक्षकों में उपस्थित दो या अधिक समान प्रचक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों के आपसी स्थान विनिमय के कारण मुक्त होती है।

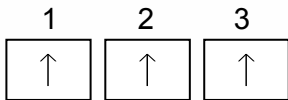
विनिमय ऊर्जा एक क्वांटम-यांत्रिकीय संकल्पना है। इसे निम्नलिखित समीकरण द्वारा व्यक्त किया जाता है :

$$E_{ex} = \sum \frac{N(N-1)}{2} K \quad \dots(5.1)$$

जहाँ N समांतर प्रचक्रणों वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या है। ऊपर दिए गए समीकरण से आप देख सकते हैं कि विनिमय ऊर्जा समांतर प्रचक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ने के साथ तेजी से बढ़ती है। समीकरण 5.1 के उपयोग द्वारा हम N के विभिन्न मानों के लिए विनिमय ऊर्जा का परिकलन कर सकते हैं और उससे आगे विभिन्न N मानों वाले इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों की तुलना कर सकते हैं।

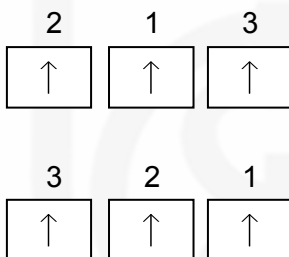
आइए, अब नाइट्रोजन परमाणु की विनिमय ऊर्जा के बारे में जाने। नाइट्रोजन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^3$ है।

यहाँ, तीन p कक्षकों में तीन p इलेक्ट्रॉन निम्नलिखित प्रकार व्यवस्थित होते हैं:

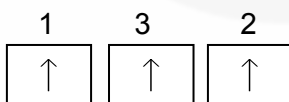


यहाँ ये तीनों इलेक्ट्रॉन अलग-अलग p कक्षकों में उपस्थित होते हैं और उनके समांतर प्रचक्रण होते हैं। आइए अब यह देखें कि इन तीन इलेक्ट्रॉनों में विभिन्न विनिमय कैसे संभव होते हैं।

i) जब इलेक्ट्रॉन 1 स्थान का विनिमय करता है, तब यह इसे 2 और 3 इलेक्ट्रॉनों के साथ निम्नलिखित दिखाए गए प्रकार से कर सकता है:



ii) जब इलेक्ट्रॉन 2 इलेक्ट्रॉन 3 के साथ विनिमय करता है, तब हम उसे निम्नलिखित प्रकार से दर्शा सकते हैं:



अतः कुल तीन विनिमय संभव होते हैं जिनसे प्राप्त विनिमय ऊर्जा को निम्नलिखित रूप में लिखा जा सकता है :

$$E_{ex} = \Pi_e = 3K.$$

संभव विनिमयों की संख्या विनिमय ऊर्जा को निर्धारित करती है। अतः संभव विनिमयों की संख्या जितनी अधिक होगी, विनिमय ऊर्जा उतनी ही कम होगी।

विनिमय ऊर्जा की संकल्पा को समझने के बाद अर्ध भरे अथवा पूर्णतः भरे कक्षकों के लिए आपेक्षित और वास्तविक इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों का विश्लेषण किया जा सकता है।

आप इसे क्रोमियम के आपेक्षित और वास्तविक विन्यास के लिए संभव विनिमयों की संख्या की गणना करके स्वयं भी देख सकते हैं। इस गणना के बाद आपका सही उत्तर

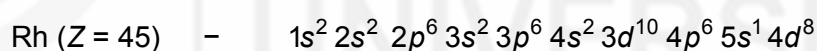
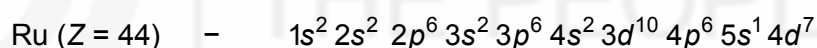
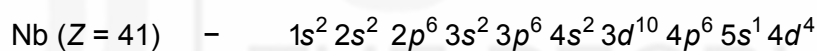
इस प्रकार होना चाहिए - विन्यास $3d^4 4s^2$ के लिए विनिमयों की संख्या 6 होती है जबकि $3d^5 4s^1$ विन्यास के लिए विनिमयों की संख्या 10 होती है। अतः $3d^5 4s^1$ विन्यास से संबंधित विनिमय ऊर्जा $3d^4 4s^2$ विन्यास से संबंधित ऊर्जा से अधिक होती है।

अतः, हम यह कह सकते हैं कि अर्ध भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों के लिए संभव विनिमयों की संख्या अधिक होती है। अतः इसके फलस्वरूप उनका स्थायित्व भी अधिक होता है।

विनिमय ऊर्जा के अतिरिक्त अन्य कारक जैसे इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण और नाभिक-इलेक्ट्रॉन आकर्षण भी कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के किसी विशेष विन्यास के स्थायित्व को प्रभावित करते हैं। आइए, अब कुछ और तत्वों के कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के भरने के फलस्वरूप प्राप्त ऐसे विन्यासों के बारे में पढ़ें जो सामान्य रूप से आपेक्षित विन्यासों से भिन्न होते हैं।

5.4.3 असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

आइए, अब ऐसे कुछ और तत्वों के बारे में जाने जिनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ऑफबाउ सिद्धांत के अनुसार आपेक्षित विन्यास नहीं होते हैं न ही उनमें कक्षक आधे भरे या पूर्णतः भरे होते हैं। इन तत्वों को असंगत विन्यासों वाले तत्व कहा जाता है। इन तत्वों के उदाहरण नियोबियम (Nb), रूथीनियम (Ru), रोडियम (Rh) और प्लेटिनम (Pt) है। इन तत्वों को ऊपर सारणी 5.2 में दो तारक (**) चिह्नों के साथ दिखाया गया है। इनमें से कुछ तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास नीचे दिए गए हैं :



इन तत्वों के असंगत विन्यास की व्याख्या इन तत्वों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण और नाभिक-इलेक्ट्रॉन आकर्षण को ध्यान में रखकर की जा सकती है।

विभिन्न तत्वों को उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर एक आवर्त सारणी के रूप में व्यवस्थित किया जा सकता है। सारणी 5.3 में ऐसी एक आवर्त सारणी दिखाई गई है।

इस सारणी में, इन तत्वों को विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों के भरने के आधार पर, विभिन्न वर्गों में विभाजित किया गया है। उदाहरण के लिए, जब s कक्षक भरा जाता है, तब इन तत्वों को s ब्लॉक का सदस्य कहा जाता है। इसी प्रकार, p , d और f ब्लॉक के तत्वों की भी विवेचना दी जा सकती है। विभिन्न समूहों को पुरानी और नई प्रणाली, दोनों द्वारा अंकित किया गया है। हाल ही में IUPAC द्वारा नई प्रणाली में, समूहों को 1 से 18 तक अंकित किया गया है जैसा कि सारणी 5.3 में दिखाया गया है।

सारणी 5.3: प्रत्येक तत्व के बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों को प्रदर्शित करते हुए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास वाली आवर्त सारणी

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H 1s ¹	2 He 1s ²											5 B 2p ¹	6 C 2p ²	7 N 2p ³	8 O 2p ⁴	9 F 2p ⁵	10 Ne 2p ⁶
3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²	3 Na 3s ¹	4 Mg 3s ²	5 Sc	6 Ti	7 V	8 Cr	9 Mn	10 Fe	11 Co	12 Ni	13 Al 3p ¹	14 Si 3p ²	15 P 3p ³	16 S 3p ⁴	17 Cl 3p ⁵	18 Ar 3p ⁶
19 K 4s ¹	20 Ca 4s ²	21 Sc 3d ¹ 4s ²	22 Ti 3d ² 4s ²	23 V 3d ³ 4s ²	24 Cr 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn 3d ⁵ 4s ²	26 Fe 3d ⁶ 4s ²	27 Co 3d ⁷ 4s ²	28 Ni 3d ⁸ 4s ²	29 Cu 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga 4p ¹	32 Ge 4p ²	33 As 4p ³	34 Se 4p ⁴	35 Br 4p ⁵	36 Kr 4p ⁶
37 Rb 5s ¹	38 Sr 5s ²	39 Y 4d ¹ 5s ²	40 Zr 4d ² 5s ²	41 Nb 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc	44 Ru 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd 4d ¹⁰ 5s ⁰	47 Ag 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd 4d ¹⁰ 5s ²	49 In 5p ¹	50 Sn 5p ²	51 Sb 5p ³	52 Te 5p ⁴	53 I 5p ⁵	54 Xe 5p ⁶
55 Cs 6s ¹	56 Ba 6s ²	57-71 La-Lu LANTHANIDES	72 Hf 5d ² 6s ²	73 Ta 5d ³ 6s ²	74 W 5d ⁴ 6s ²	75 Re	76 Os 5d ⁶ 6s ²	77 Ir 5d ⁷ 6s ²	78 Pt 5d ⁹ 6s ¹	79 Au 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl 6p ¹	82 Pb 6p ²	83 Bi 6p ³	84 Po 6p ⁴	85 At 6p ⁵	86 Rn 6p ⁶
87 Fr 7s ¹	88 Ra 7s ²	89-103 Ac-Lr ACTINIDES	104 Rf 6d ² 7s ²	105 Db 6d ³ 7s ²	106 Sg 6d ⁴ 7s ²	107 Bh	108 Hs 6d ⁶ 7s ²	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

लैंथेनाइड	57 La 5d ¹ 6s ²	58 Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
ऐक्टिनाइड	89 Ac 6d ¹ 7s ²	90 Th 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ² 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 6d ¹ 7s ²	101 Md 5f ¹³ 6d ¹ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²

बोध प्रश्न 3

फॉस्फोरस और कैल्सियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए तथा बताइए कि वो आवर्त सारणी के किस ब्लॉक से संबंधित है?

बोध प्रश्न 4

पैलेडियम जिसकी परमाणु संख्या 46 है, के लिए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए और उसकी व्याख्या कीजिए।

बोध प्रश्न 5

प्लेटिनम ($Z = 78$) के लिए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए और अपने उत्तर की व्याख्या कीजिए।

5.5 सारांश

इस इकाई में हमने बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के बारे में सीखा। हमने यह पढ़ा कि बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं में कक्षक अपभ्रंश नहीं होते हैं। इस प्रकार इन ऊर्जा स्तरों को उनकी ऊर्जा के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया जा सकता है। हमने बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के ऊर्जा स्तरों में इलेक्ट्रॉनों को भरने के लिए विभिन्न नियमों की व्याख्या भी की। इन नियमों के अंतर्गत हमने ऑफबाऊ सिद्धांत, हुंड नियम और पाउली अपवर्जन सिद्धांत की चर्चा की। उसके बाद हमने इन नियमों के अनुसार कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों को भरने के बारे में सीखा। विनियम ऊर्जा के अनुरूप अर्ध भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों के स्थायित्व का भी वर्णन किया गया। अंत में कुछ तत्वों के असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों की व्याख्या की गई।

5.6 अंत में कुछ प्रश्न

- निम्नलिखित कक्षकों को उनकी ऊर्जाओं के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए :
 $4s, 4p, 3d, 5p, 4f, 6p$
- पॉउली अपवर्जन सिद्धांत लिखिए।
- क्रोमियम (Cr) तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ होता है न कि $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ क्यों ?
- कॉपर और सोने के साथ संबंधित अतिरिक्त स्थायित्व की व्याख्या कीजिए।
- निम्नलिखित तत्वों के लिए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए :
 Si, S, Cl, Ar.
- निम्नलिखित आयनों के लिए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए :
 $\text{H}^-, \text{Li}^+, \text{O}^{2-}, \text{Na}^+ \text{ और } \text{Mg}^{2+}$

5.7 उत्तर

बोध प्रश्न

- $3d$
 - $3d$
 - $4f$
- 10 क्योंकि प्रत्येक $3d$ कक्षक में पॉउली अपवर्जन सिद्धांत के अनुसार अधिकतम दो इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो सकते हैं और ऐसे पांच $3d$ कक्षक होते हैं जिनमें अधिकतम दस इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो सकते हैं।
- फॉस्फोरस (P, परमाणु संख्या 15) और कैल्सियम (Ca, परमाणु संख्या 20) के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इस प्रकार हैं :

$$\text{P} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \quad p \text{ खंड}$$

$$\text{Ca} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \quad s \text{ खंड}$$
- पैलेडियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इस प्रकार है :

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$$

क्योंकि इसमें सारे कक्षक पूर्णतः भरे होते हैं, अतः इसका ऊपर दिखाई गया स्थायी विन्यास होता है।

5. प्लेटिनम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^9$ है। इस विन्यास के स्थायित्व की व्याख्या इस परमाणु में उपस्थित इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण और नाभिक-इलेक्ट्रॉन आकर्षणों के आधार पर की जा सकती है।

अंत में कुछ प्रश्न

1. $3d < 4s < 4p < 5p < 4f < 6p$
2. पॉउली अपवर्जन सिद्धांत के अनुसार किसी तत्व में किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वांटम संख्याओं के मान समान नहीं हो सकते हैं।
3. क्रोमियम (Cr) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ होता है क्योंकि इसमें $3d$ और $4s$ कक्षक आधे भरे होते हैं; अतः यह विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ विन्यास से अधिक स्थायी है।
4. कॉपर जिसमें 29 इलेक्ट्रॉन होते हैं, का विन्यास $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ है। यहाँ इसमें $3d$ कक्षक पूर्णतः भरा होता है और $4s$ कक्षक आधा भरा होता है। इसी प्रकार, सोना जिसमें 79 इलेक्ट्रॉन होते हैं, का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Xe}] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$ होता है। यहाँ $4f$ और $3d$ कक्षक पूर्णतः भरे होते हैं जबकि $6s$ आधा भरा होता है। क्योंकि आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों वाले तत्व अधिक स्थायित्व प्रदर्शित करते हैं, कॉपर और सोने की प्रकृति स्थायी होती है।

5.

Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
6.

H^-	$1s^2$
Li^+	$1s^2$
O^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Mg^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6$

कुछ उपयोगी पुस्तकें :

1. Chemistry, 12th Edition, R. Chang and K. Goldsby, Mc Graw Hill Publishing Company, 2016.
2. Concise Inorganic Chemistry, 5th Edition, J.D. Lee, Blackwell Science Ltd., 1991.



अधिकतम प्रायिकता की दूरी, 66
असंगत इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, 88

ऑफबाऊ सिद्धांत, 79

आइन्स्टीन की प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या, 38
आधे भरे और पूर्णतः भरे कक्षकों का स्थायित्व, 85

इलेक्ट्रॉन,

प्रचक्रण, 72

प्रचक्रण के दो संभव विन्यास, 72

स्थिति निर्देशांक, 62

इलेक्ट्रॉनिक त्रिज्य तरंग फलन, $R_{l(n)}$, 67

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास वाली आवर्त सारणी, 89

n के मानों के साथ ऊर्जा परिवर्तन, 16

l और m_l के संभावित मान, 63

s और p कक्षक, 67

कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा, 14

कक्षाओं की त्रिज्या, 14

कक्षाओं की त्रिज्या की गणना, 12

कक्षकों में,

इलेक्ट्रॉनों का वितरण, 83

इलेक्ट्रॉन भरने का क्रम, 83

इलेक्ट्रॉन भरने के नियम, 79

भरे जाने वाले इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या और उनकी

क्वांटम संख्याएँ, 80

कला से बाहर तरंग, 41

कार्तीय निर्देशांकों का गोलीय ध्रुवीय निर्देशांकों में रूपांतरण, 61

काल-स्वतंत्र श्रोडिंगर समीकरण, 51

कुछ प्रेक्षणीय और उनके संकारक, 50

कुछ बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, 81

कृष्णिका विकिरण, 33

कृष्णिका विकिरण के प्राप्त परिणाम, 34

क्वांटम यांत्रिकी क्या है?, 49

क्वांटम संख्याओं की सार्थकता, 62

गीगर और मार्सडन का अल्फा किरणों का प्रयोग, 9,10

चुंबकीय प्रचक्रण क्वांटम संख्या (m_s), 74

z -दिशा में प्रचक्रण कोणीय संवेग के घटक, 75

टॉमसन का "प्लम पुडिंग मॉडल", 9

d कक्षकों में नोड वाले तल, 71

डेविसन और गर्मर प्रयोग, 41

प्रायोगिक व्यवस्था, 41

तरंग संचरण, 29

त्रिज्य और कोणीय नोड, 70

त्रिज्य और कोणीय नोड तथा उनकी सार्थकता, 69

त्रिज्य तरंग फलन, 64

त्रिज्य नोड और उनके त्रिज्य प्रायिकता घनत्व वक्र, 70

दीर्घवृत्त,

कोण का परिवर्तन, 24

दीर्घ और लघु अक्ष तथा नाभिबिन्दु, 24

दे-ब्रॉगली संबंध, 39

$2s$ कक्षक में त्रिज्य नोड 71

द्रव्य की प्रकृति, 39

द्रव्य तरंगों, 39

परमाणु के आरंभिक मॉडल : डॉल्टन, टॉमसन और रदरफोर्ड
मॉडल, 8, 9

परमाणु संरचना के लिए नए दृष्टिकोण की आवश्यकता, 48

पॉउली अपवर्जन सिद्धांत, 80

पॉच d कक्षक, 68

प्रकाश-विद्युत् प्रभाव, 37

ψ और ψ^2 की सार्थकता, 53

ψ^* की संकल्पना, 55

बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणु,

ऊर्जा स्तर, 78

कक्षकों की अपभ्रष्टता का भंग होना, 78

बोर का परमाणु मॉडल, 11

बोर मॉडल, 12

बोर के सिद्धांत,

समालोचना, 21

सीमाएं, 21, 22

मुख्य क्वांटम संख्या, 12

रदरफोर्ड का प्लेनेटरी मॉडल, 11

रेखा स्पेक्ट्रम, 17

लाइमैन श्रेणी में तरंग संख्या के मान, 20

विकिरण,

कण प्रकृति, 33

प्रकृति, 29

विद्युत्-चुम्बकीय, 29

तरंग के रूप में प्रकाश, 29

विकिरण का परास, 30

स्पेक्ट्रम के अभिलक्षण, 31

विनिमय ऊर्जा की संकल्पना, 86

विभिन्न ऊर्जा स्तरों में होने वाले स्पेक्ट्रमी संक्रमण, 20

विस्तृत पराबैंगनी-दृश्य क्षेत्र, 31

श्रोडिंगर समीकरण के अनुप्रयोग, 56

समकला में तरंग, 41
सात f कक्षकों के आकार, 69
सोमरफेल्ड,
प्रस्तावित दीर्घवृत्तीय कक्षाएँ, 24
संशोधन, 23
स्टर्न-गरलेश प्रयोग, 73
स्थायी अवस्था, 23

हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत, 42
हाइड्रोजन परमाणु,
अपभ्रष्ट ऊर्जा स्तर, 78
 r और $r + dr$ दूरी के बीच इलेक्ट्रॉन के पाए जाने का त्रिज्य प्रायिकता घनत्व, 66
स्पेक्ट्रम और बोर का सिद्धांत, 17
स्पेक्ट्रमी रेखाओं की श्रेणियाँ, 19
श्रोडिंजर समीकरण, 60

हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं के ऊर्जा स्तर, 56
हाइड्रोजन जैसे परमाणुओं के तरंग फलन, 65
हुंड नियम, 79

