



2

परमाण्विक संरचना

पदार्थ की संरचना, संघटन और गुणधर्मों के अध्ययन को रसायन विज्ञान कहते हैं। जैसा कि आप जानते हैं पदार्थ परमाणुओं से बना है, अतः परमाणु की संरचना जानना बहुत महत्वपूर्ण है। आप पिछली कक्षाओं में पढ़ चुके हैं कि परमाणु की सबसे पहली संकल्पना (पदार्थ का सबसे सूक्ष्म अभाज्य भाग) प्राचीन भारतीय और ग्रीक दार्शनिकों (600 – 400BC) ने की थी। उस समय कोई प्रयोगात्मक प्रमाण नहीं होते थे। उनकी परमाणु की यह संकल्पना इस विचार पर आधारित थी कि 'यदि हम पदार्थ को विघटित करते जाएँ तो क्या होगा?' उन्नीसवीं सदी के प्रारम्भ में जॉन डाल्टन ने अपने परमाण्विक सिद्धांत से इस संकल्पना पर पुनर्विचार किया। यह सिद्धांत रासायनिक संयोजन के नियमों की सफलतापूर्वक व्याख्या कर सकता था। बाद के प्रयोगों ने यह दिखाया कि परमाणु अभाज्य नहीं है परन्तु उसकी एक आन्तरिक संरचना है।

इस पाठ में आप परमाणु की आन्तरिक संरचना के बारे में पढ़ेंगे जिससे आपको उसकी संरचना और गुणधर्मों में संबंध जानने में आसानी होगी। आप इसे आगे के पाठों में भी पढ़ेंगे।



उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप:

- परमाणु के मौलिक कणों को जान पाएंगे;
- परमाणु क्रमांक, द्रव्यमान संख्या, समस्थानिक एवं समभारिक को परिभाषित कर सकेंगे;
- रदरफोर्ड के प्रयोग और उसके निष्कर्ष की व्याख्या कर सकेंगे;
- विद्युत चुंबकीय तरंगों की परिभाषा दे सकेंगे;
- विद्युत चुंबकीय तरंगों के मुख्य गुणों को परिभाषित कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन के लाइन स्पैक्ट्रम का वर्णन कर सकेंगे;

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

- बोर की अभिधारणाओं और उसके मॉडल की व्याख्या कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन परमाणु के ऊर्जा स्तर चित्रांकन में उसके स्पैक्ट्रम में दिखने वाली विभिन्न लाइनों को चित्रित कर सकेंगे;
- पदार्थ और तरंगों के कण तरंग द्वैत व्यवहार की पहचान कर सकेंगे;
- हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता नियम का कथन बता सकेंगे;
- क्वाण्टम मेकैनिक्ल मॉडल की आवश्यकता का वर्णन कर सकेंगे;
- परमाणु में इलेक्ट्रॉन की प्रायिकता पिकचर बना सकेंगे;
- क्वाण्टम संख्याओं और उनकी सार्थकता बता पाएंगे;
- s , p और d कक्षकों की आकृति जान पाएंगे;
- नोडीय तल को पहचान सकेंगे;
- पॉली के अपवर्जन नियम का कथन बता पाएंगे;
- आफबाऊ नियम की व्याख्या कर सकेंगे;
- हुंड के अधिकतम बहुकता के नियम को समझा सकेंगे; और
- अर्धपूरित एवं पूरित उपकोषों की स्थायित्व समझा सकेंगे।

2.1 परमाणु के मौलिक कण

सन् 1897 में जे. जे. थाम्सन ने इलेक्ट्रॉन का परमाणु के घटक के रूप में आविष्कार किया। उसने निर्धारित किया कि इलेक्ट्रॉन पर एक ऋण आवेश होता है और उसका द्रव्यमान परमाणु की तुलना में बहुत कम होता है। चूँकि परमाणु विद्युतीय रूप से उदासीन होता है, जिससे यह निष्कर्ष निकाला गया कि परमाणु में धन आवेश का स्रोत होना चाहिए। इससे जल्द ही प्रोटॉन का प्रयोगात्मक आविष्कार हुआ, यह धनावेशित कण अब परमाण्विक कण है। प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन से लगभग 1840 गुना भारी पाया गया। अगले प्रयोगों से ज्ञात हुआ कि परमाण्विक द्रव्यमान, केवल प्रोटॉन और इलेक्ट्रॉन के कुल द्रव्यमान से अधिक होता है। उदाहरणार्थ, हीलियम परमाणु का द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के द्रव्यमान का दुगुना अनुमानित किया गया, परन्तु वास्तव में वह हाइड्रोजन परमाणु द्रव्यमान का चार गुना पाया गया। इससे उदासीन कणों की उपस्थिति का सुझाव आया, जिनका द्रव्यमान प्रोटॉन के द्रव्यमान के तुल्य है। सर जेम्स चॉडविक ने सन 1932 में इस उदासीन कण का आविष्कार किया और इसे न्यूट्रॉन नाम दिया। अतः हम कह सकते हैं कि परमाणु अभाज्य नहीं हैं बल्कि ये तीन मौलिक कणों से बने हैं जिनके गुण सारणी 2.1 में दिए गए हैं।

सारणी 2.1 : परमाणु के मौलिक कण और उनकी विशेषताएँ

कण	प्रतीक	संहति/ kg	वास्तविक आवेश / C	सापेक्षिक आवेश
इलेक्ट्रॉन	e	$9.109\ 389 \times 10^{-31}$	$-1.602\ 177 \times 10^{-19}$	-1
प्रोटॉन	p	$1.672\ 623 \times 10^{-27}$	$1.602\ 177 \times 10^{-19}$	+1
न्यूट्रॉन	n	$1.674\ 928 \times 10^{-27}$	0	0

इन छोटे कणों का बना होने के कारण परमाणु की एक आंतरिक संरचना होनी चाहिए। अगले भाग में हम परमाणु की आंतरिक संरचना के लिए दिए गए प्रारम्भिक विचारों को देखेंगे।



पाठगत प्रश्न 2.1

1. प्रोटॉन और इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमानों की तुलना करें।
2. मौलिक कण क्या होता है?
3. परमाणु के उदासीन कणों को क्या नाम दिया गया है?

2.2 परमाणु क्रमांक, परमाणु द्रव्यमान, समस्थानिक व समभारी

सभी परमाणुओं के प्रोटॉनों और न्यूट्रॉनों की संख्या द्वारा पहचाना जा सकता है। “प्रत्येक परमाणु के केन्द्रक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या को परमाणु क्रमांक कहते हैं।” उदासीन परमाणु में प्रोटॉनों की संख्या इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है। इसलिये परमाणु क्रमांक परमाणु में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को इंगित करता है। परमाणु की रासायनिक समानताओं को एकमात्र परमाणु संख्याओं द्वारा निर्धारित किया जा सकता है। उदाहरण के लिये नाइट्रोजन का परमाणु क्रमांक 7 होता है। इसका अर्थ प्रत्येक उदासीन नाइट्रोजन परमाणु में 7 प्रोटॉन व 7 इलेक्ट्रॉन होते हैं। या इसके देखने का दूसरा रास्ता यह कि ब्रह्माण्ड में प्रत्येक परमाणु जो 7 प्रोटॉन रखता है उसका उचित नाम नाइट्रोजन है। एक तत्व के परमाणु के केन्द्रक में उपस्थित प्रोटॉनों व न्यूट्रॉनों की कुल संख्या परमाणु द्रव्यमान संख्या कहलाती है। हाइड्रोजन के बहुत प्रचलित रूप को छोड़ कर जिसमें एक प्रोटॉन तथा कोई न्यूट्रॉन नहीं होता है। शेष सभी परमाणुओं के केन्द्रक प्रोटॉन व न्यूट्रॉन रखते हैं। सामान्यतया द्रव्यमान संख्या को इस प्रकार प्रदर्शित करते हैं-

द्रव्यमान संख्या = प्रोटॉन की संख्या + न्यूट्रॉन की संख्या = परमाणु क्रमांक + न्यूट्रॉन की संख्या

एक परमाणु में द्रव्यमान संख्या व परमाणु क्रमांक के अन्तर न्यूट्रॉन की संख्या के समान होता है। या $(A - Z = \text{न्यूट्रॉन की संख्या})$ उदाहरण के लिए फ्लोरीन की द्रव्यमान संख्या 19 तथा परमाणु क्रमांक 9 है (केन्द्रक में 9 प्रोटॉन दर्शाता है) इसलिये फ्लोरीन के परमाणु में न्यूट्रॉन की संख्या $19 - 9 = 10$ है। ध्यान रखें कि परमाणु क्रमांक न्यूट्रॉन की संख्या और द्रव्यमान संख्या धनात्मक पूर्ण संख्या (integers) होती है।

एक दिये हुये तत्व के सभी परमाणु समान द्रव्यमान रखते हैं। अधिकतर तत्व दो या अधिक समस्थानिक रखते हैं। तत्वों के वैसे परमाणु जिनका परमाणु क्रमांक समान व परमाणु द्रव्यमान भिन्न होते हैं समस्थानिक कहलाते हैं। उदाहरण के लिये हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक होते हैं। एक को साधारण रूप में हाइड्रोजन कहते हैं जिसमें एक प्रोटॉन व कोई न्यूट्रॉन नहीं होता है।



मॉड्यूल - 2

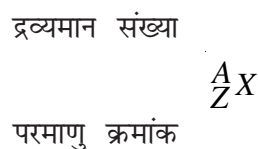
परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



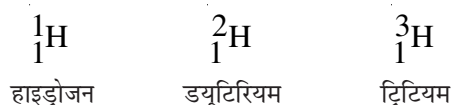
टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

ड्यूटेरियम समास्थानिक में एक प्रोटॉन व एक न्यूट्रॉन होता है ट्रिटियम में एक प्रोटॉन व दो न्यूट्रॉन होते हैं। किसी तत्व X के परमाणु क्रमांक व द्रव्यमान संख्या को निम्न प्रकार से प्रदर्शित किया जाता है।



इसलिये हाइड्रोजन के समस्थानिकों को हम इस प्रकार लिख सकते हैं-



अन्य उदाहरण यूरेनियम के दो समस्थानिक विचारणीय हैं जिनके परमाणु द्रव्यमान 235 व 238 होते हैं।



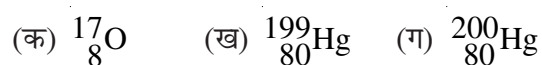
प्रथम समस्थानिक को नाभकिय (Nuclear) व परमाणु बम बनाने में प्रयोग किया जाता है, हाइड्रोजन एक अपवाद है जिसमें इसके सभी समस्थानिकों के अलग अलग नाम होते हैं। किसी तत्व के समस्थानिकों को उनके परमाणु द्रव्यमान संख्याओं द्वारा ही पहचाना जाता है। इसलिये यूरेनियम-235 (यूरेनियम दो सौ पैतीस ही बोला जाता है) और यूरेनियम n-238 (यूरेनियम दो सौ अड़तीस बोला जाता है)

रासायनिक गुण समान होते हैं समान प्रकार के यौगिक व प्रचार की अभिक्रियाओं प्रदर्शित करते हैं।

तत्वों के वैसे परमाणु जिनका परमाणु संख्या भिन्न परन्तु द्रव्यमान संख्या समान होते हैं, समभारिक कहलाते हैं। उदाहरण के लिए ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{14}_7\text{N}$

निम्न उदाहरण किसी तत्व के परमाणु क्रमांक व द्रव्यमान संख्याओं द्वारा प्रोटॉन, न्यूट्रॉन व इलेक्ट्रॉन की गणना किस प्रकार करते हैं, को दर्शाता है।

उदाहरण 2.1: निम्न वर्गों में प्रोटॉनों, न्यूट्रॉनों व इलेक्ट्रॉनों की संख्यायें दिजिए।



उत्तर - (क) इसका परमाणु क्रमांक आठ है इसलिये प्रोटॉनों की संख्या 8 है। परमाणु द्रव्यमान 17 है इसलिये न्यूट्रॉनों की संख्या $17 - 8 = 9$ होती है। इलेक्ट्रॉनों की संख्या प्रोटॉन की संख्या के समान 8 होती है।

(ख) परमाणु क्रमांक 80 है। 80 प्रोटॉन होते हैं। इसकी परमाणु द्रव्यमान संख्या 199 है। इसलिये न्यूट्रॉनों की संख्या $199 - 80 = 119$ होती है। इलेक्ट्रॉनों की संख्या 80 है।

(ग) इसमें प्रोटानों की संख्या (b) के समान अर्थात् 80 होती है। न्यूट्रानों की संख्या $200 - 80 = 120$ होती है। इलेक्ट्रानों की संख्या (b) के समान या 80 होती है। (b) व (c) समान रासायनिक गुणों वाले समस्थानिक हैं। are chemically similar isotopes of mercury.

अभ्यास प्रश्नावली

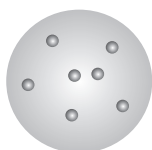
${}_{29}^{63}\text{Cu}$ में कितने प्रोटान, न्यूट्रान व इलेक्ट्रान होते हैं।

2.3 आरम्भिक मॉडल

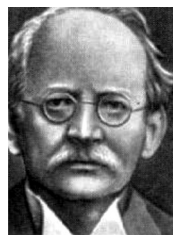
परमाणु अभाज्य नहीं है- यह प्रमाणित हो जाने के बाद वैज्ञानिकों ने परमाणु की संरचना को समझने के प्रयास शुरू किए। इसके लिए कई मॉडल प्रतिपादित किए गए। सबसे पहला मॉडल जे.जे. थाम्सन का था।

2.3.1 थाम्सन का मॉडल

विसर्जन नली के प्रयोगों के आधार पर थाम्सन ने बताया कि परमाणु एक धनावेशित गोला है जिसमें छोटे-छोटे ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन बिखरे रहते हैं। इस मॉडल (चित्र 2.1) को प्लम पुडिंग मॉडल कहा गया। धनावेशित पुडिंग (केक) पर इलेक्ट्रान प्लम (चेरी) की तरह होते हैं। इसे कभी-कभी तरबूज मॉडल भी कहा जाता है। तरबूज का लाल रसदार भाग धनात्मक हिस्सा है और बीज इलेक्ट्रॉन को निरूपित करते हैं।



चित्र 2.1: थाम्सन के प्लम-पुडिंग मॉडल का चित्रित प्रदर्शन



जे.जे. थाम्सन
(1856-1940)

1906 में भौतिकी में नोबल पुरस्कार



अर्नेस्ट रदरफोर्ड
(1871-1937)

1908 में रसायन विज्ञान में नोबल पुरस्कार जीता

2.3.2 रदरफोर्ड के प्रयोग

अर्नेस्ट रदरफोर्ड ने 'सोने की पत्ती का प्रयोग' या ' α - किरण प्रकीर्णन प्रयोग' द्वारा थाम्सन के परमाणु संरचना मॉडल का परीक्षण किया। इस प्रयोग में उन्होंने तेज गति वाले अल्फा कणों



मॉड्यूल - 2

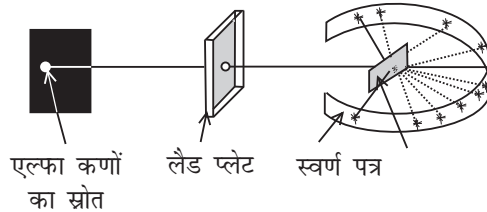
परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



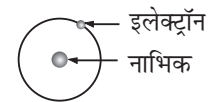
टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

(धनावेशित हीलियम आयन) को सोने की पतली पत्ती पर डाला। उनका अनुमान था कि अल्फा कण सोने की पत्ती के पार निकल कर फोटोग्राफिक प्लेट पर टकराएंगे पर असलियत में प्रयोग के परिणाम (चित्र 2.2) चौंकाने वाले थे। देखा गया कि बहुत से α -कण पत्ती के पार न निकल कर अपने पथ से विचलित हो गए। कुछ कण कम विचलित हुए, कुछ का विचलन अत्यधिक था और लगभग 10,000 में से एक α -कण पीछे की ओर लौटा यानि उसका विचलन 180° कोण से हुआ।



चित्र 2.2: रदरफोर्ड के α -किरण प्रकीर्णन प्रयोग का व्यवस्थित

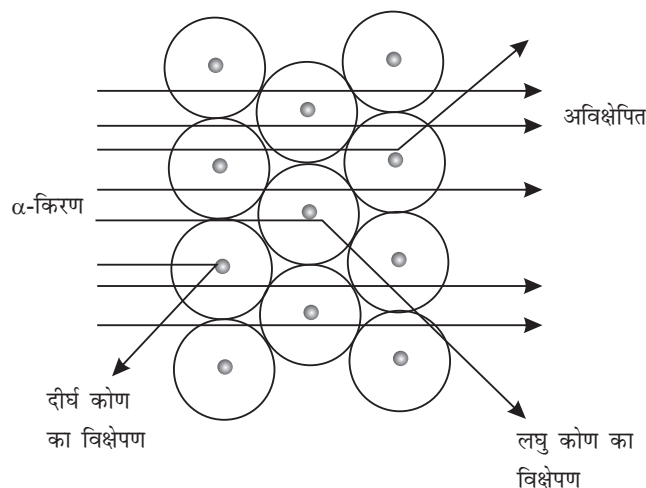


चित्र 2.3: रदरफोर्ड मॉडल का व्यवस्थित प्रदर्शन

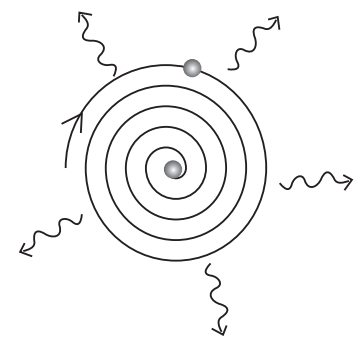
इन परिणामों से रदरफोर्ड ने निष्कर्ष निकाला कि:

- परमाणु के केन्द्र में घना धनावेशित भाग होता है जिसे उन्होंने **नाभिक** नाम दिया।
- परमाणु का सारा धनावेश और अधिकतम द्रव्यमान नाभिक में होता है।
- परमाणु का शेष भाग लगभग खाली होता है उसमें बहुत छोटे ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन होते हैं (चित्र 2.3)।

रदरफोर्ड द्वारा प्रतिपादित मॉडल उनके α -किरण प्रकीर्णन प्रयोग के प्रेक्षणों को निम्नलिखित चित्र 2.4 की भाँति समझा सका।



चित्र 2.4: α -किरण प्रकीर्णन प्रयोग के परिणाम की व्याख्या



चित्र 2.5: रदरफोर्ड मॉडल की असफलता

किन्तु रदरफोर्ड मॉडल के साथ एक समस्या थी। मैक्सवेल के विद्युत चुंबकीय सिद्धांत के अनुसार त्वरित आवेशित कणों को विद्युत चुंबकीय विकिरण का उत्सर्जन करना चाहिए जिससे उसकी ऊर्जा कम होती जाएगी। चूँकि परमाणु में इलेक्ट्रॉन भी आवेशित त्वरित कण है इसलिए उसकी भी ऊर्जा कम होती जानी चाहिए। परिणामतः नाभिक के चारों ओर घूमता इलेक्ट्रॉन सर्पिल करते हुए नाभिक में पहुँच जाना चाहिए (चित्र 2.5) और परमाणु का अस्तित्व खत्म हो जाना चाहिए। किन्तु ऐसा नहीं होता है, अतः रदरफोर्ड का मॉडल परमाणु के स्थायित्व को नहीं समझा पाता।

अगला प्रयास रदरफोर्ड के एक छात्र नील्स बोर का था। इस मॉडल में परमाणु के 'इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा का क्वाण्टमीकरण' की संकल्पना का प्रयोग किया गया। क्योंकि यह तथ्य झड़्डोजन परमाणु के लाइन स्पेक्ट्रम से प्रतिपादित हुआ, इसलिए स्पेक्ट्रम का अर्थ जानना आवश्यक है। इसके लिए हम पहले विद्युत चुंबकीय विकिरणों की प्रकृति के बारे में जानकारी लेंगे।

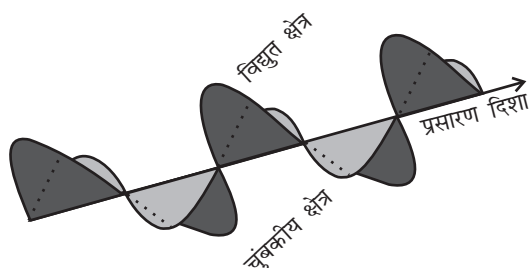


पाठगत प्रश्न 2.2

1. परमाणु के तीन घटक कणों के नाम बताएँ?
2. रदरफोर्ड के 'α- किरण प्रकीर्णन प्रयोग' का प्रायोजन क्या था?
3. रदरफोर्ड के मॉडल का संक्षेप में वर्णन कीजिए।
4. रदरफोर्ड का मॉडल किस आधार पर अस्वीकार हुआ?

2.4 विद्युत चुंबकीय विकिरण

विद्युत चुंबकीय विकिरण एक प्रकार की ऊर्जा है। आकाश में तरंगों के रूप में ऊर्जा का उत्सर्जन और संचरण होता है। ये तरंगें विद्युतीय और चुंबकीय स्वभाव की होती हैं। इनके संचरण के लिए माध्यम की आवश्यकता नहीं होती। दृश्य प्रकाश, ऊष्मा विकिरण, X- किरणें, गामा किरणें, रेडियो तरंग, विद्युतचुंबकीय विकिरणों के उदाहरण हैं। मैक्सवेल के सिद्धांत के अनुसार विद्युत चुंबकीय विकिरण में विद्युत और चुंबकीय क्षेत्र एक दूसरे के लम्बवत् दोलन करते हैं। ये दोनों विकिरण की संचरण रेखा के लम्बवत् होते हैं। (चित्र 2.6a)। ये प्रकाश की गति ($3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$) से चलते हैं।



मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

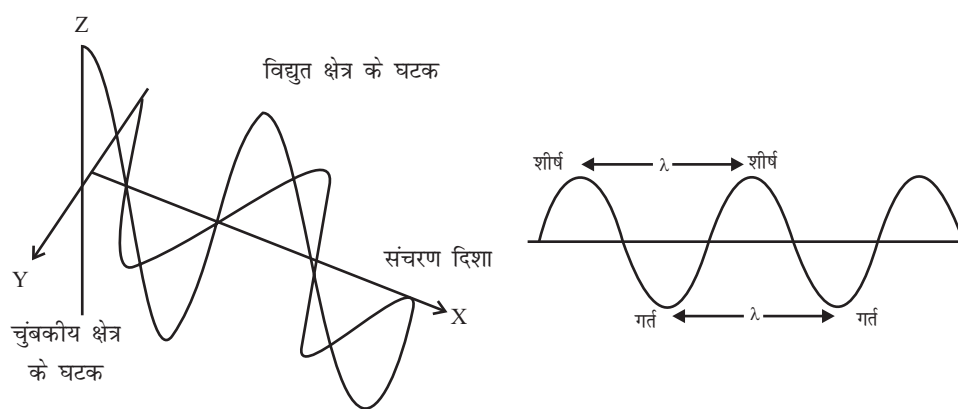
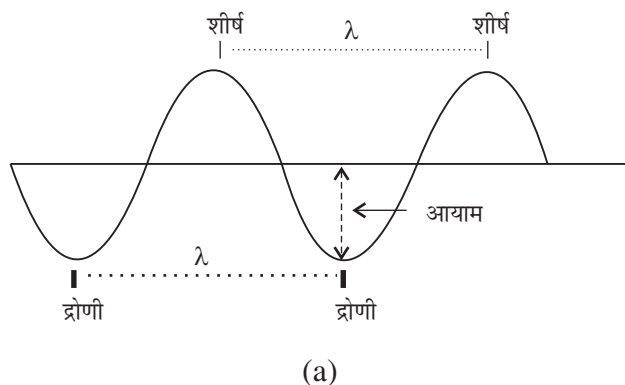
मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना



चित्र 2.6: (a) एक विद्युत चुंबकीय तरंगों के विद्युत-चुंबकीय क्षेत्र के एक तल में प्रदर्शित किया गया है जो एक दूसरे के लम्बवत हैं और साथ ही संचरण दिशा के भी लम्बवत हैं
(b) विद्युत चुंबकीय तरंगों के गुणधर्म

2.4.1 विद्युत चुंबकीय विकिरणों के अभिलाक्षणिक प्राचल

विद्युत चुंबकीय विकिरणों कई प्राचलों द्वारा अभिलक्षित की जाती हैं, ये हैं:

आयाम : तरंग का आयाम इसके शीर्ष की ऊँचाई या द्रोणी गहराई है या **तरंग के दोलन की अधिकतम ऊँचाई है।**

तरंगदैर्घ्य : दो तरंग शीर्षों या तरंगदैर्घ्यों के बीच की रेखीय दूरी तरंगदैर्घ्य कहलाती है (चित्र 3.6b)। इसे ग्रीक अक्षर लैम्डा (λ) से प्रदर्शित किया जाता है और यह m, cm, nm या (एंगस्ट्रॉम $1\text{Å} = 10^{-10}\text{ m}$) से प्रकट किया जाता है।

आवृत्ति : तरंग शीर्षों या तरंगदैर्घ्यों की वह संख्या जो एक बिन्दु से एक सेकण्ड में गुजरती है। इसे ग्रीक अक्षर न्यू (ν) से दर्शाया जाता है तथा s^{-1} (second inverse या per second) या हर्ट्ज (Hz) से प्रकट किया जाता है।

तरंग संख्या : प्रति इकाई लम्बाई में तरंगों की संख्या को तरंग संख्या कहा जाता है। इसे $\bar{\nu}$ (न्यू बार) से प्रदर्शित करते हैं, यह तरंगदैर्घ्य के व्युत्क्रम ($\frac{1}{\lambda}$) के बराबर होता है। $\bar{\nu}$ का SI



मात्रक m^{-1} (meter inverse) है। कभी-कभी इसे cm^{-1} (centimeter inverse) में भी प्रकट करते हैं।

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} \quad \dots(2.1)$$

वेग : एक सेकण्ड में तरंग द्वारा तय की गई रेखीय दूरी वेग कहलाती है। मीटर प्रति सेकण्ड में वेग, हर्ट्ज में आवृत्ति और मीटर में तरंगदैर्घ्य का गुणनफल लेने से प्राप्त किया जा सकता है:

$$c = \nu \lambda \quad \text{अथवा} \quad \nu = \frac{c}{\lambda} \quad \dots(2.2)$$

विकिरणों के वेग माध्यम पर निर्भर करते हैं। रिक्त में इनका वेग $3.00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ है। विद्युत चुंबकीय विकिरण कणों के भी गुण दर्शाते हैं। इन्हें *क्वांटा* कहते हैं। ये क्वांटा वास्तव में ऊर्जा का बंडल या पैकेट होते हैं। दृश्य प्रकाश का एक क्वांटम, *फोटोन* कहलाता है। क्वांटम (या फोटोन) की ऊर्जा विकिरण की आवृत्ति के समानुपाती होती है। इनका संबंध इस प्रकार है:

$$E = h\nu \quad \dots(2.3)$$

क्वांटम की ऊर्जा का तरंगदैर्घ्य या तरंग संख्या से संबंध इस प्रकार है:

$$E = h \frac{c}{\lambda} \quad \text{या} \quad E = hc\bar{\nu} \quad \dots(2.4)$$

अगर आवृत्ति, तरंगदैर्घ्य या तरंग संख्या का मान ज्ञात हो तो इन समीकरणों से फोटोन की ऊर्जा का परिकलन किया जा सकता है।

उदाहरण 2.1 : एक सूक्ष्म तरंग विकिरण की आवृत्ति 12 गीगाहर्ट्ज है। इस विकिरण से संगत, फोटोन की ऊर्जा का परिकलन कीजिए। ($h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$ और $1 \text{ गीगाहर्ट्ज} = 10^9 \text{ Hz}$.)

हल : ऊर्जा की समीकरण है $E = h\nu$
मानों को रखने पर $E = 6.626 \times 10^{-34} \text{ Js} \times 1.2 \times 10^{10} \text{ s}^{-1} = 7.95 \times 10^{-24} \text{ J}$

उदाहरण 2.2 : हरे प्रकाश का तरंगदैर्घ्य 535nm है। हरे प्रकाश के एक फोटोन की ऊर्जा परिकलित कीजिए।

हल : हम जानते हैं कि

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}) \times (3.0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}{535 \times 10^{-9} \text{ m}} = 3.71 \times 10^{-19} \text{ J}$$

2.4.2 विद्युत चुंबकीय स्पेक्ट्रम

अभिलक्षणों (तरंगदैर्घ्य, आवृत्ति और तरंग संख्या) के आधार पर विद्युत चुंबकीय विकिरणों कई प्रकार की होती हैं, ये सब मिलकर विद्युत चुंबकीय स्पेक्ट्रम (चित्र 2.7) बनाती हैं। स्पेक्ट्रम के जिस भाग को हम देख सकते हैं उसे दृश्य स्पेक्ट्रम कहते हैं और यह पूर्ण स्पेक्ट्रम का बहुत छोटा भाग है।

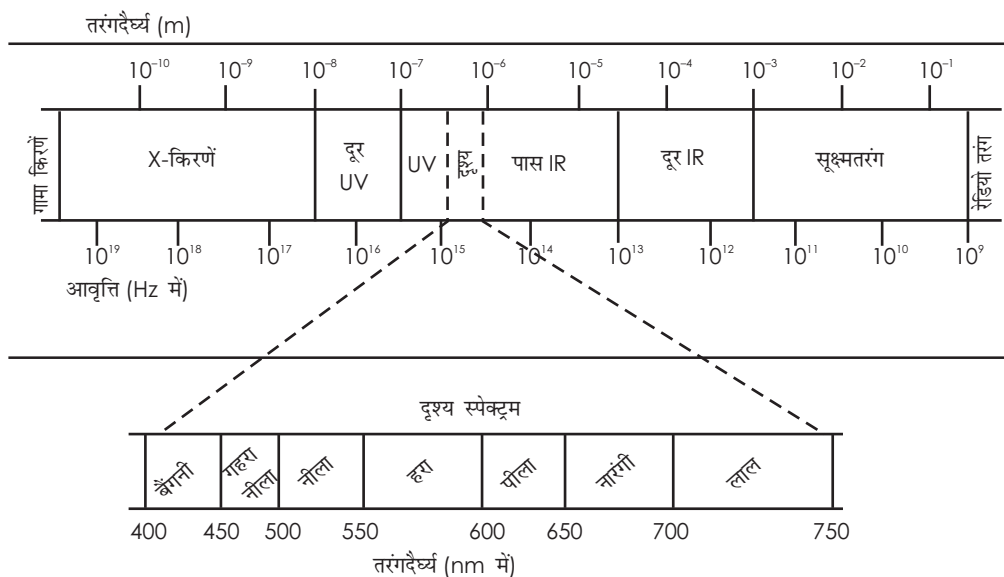
मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना



चित्र 2.7: विद्युत चुम्बकीय स्पेक्ट्रम

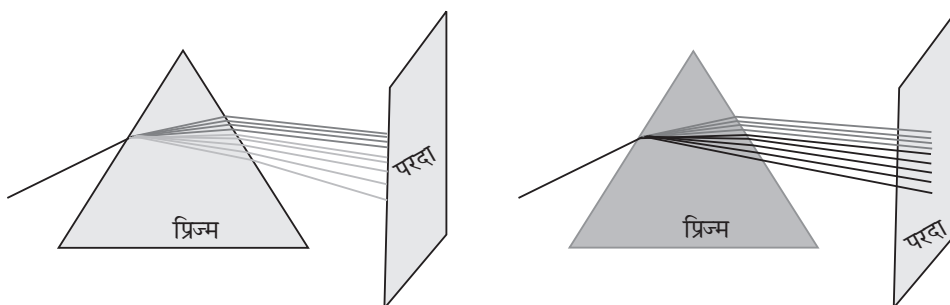


पाठगत प्रश्न 2.3

1. विद्युत चुम्बकीय विकिरण क्या होती है?
2. विद्युत चुम्बकीय विकिरण के तीन अभिलक्षण बताइए?
3. तरंग संख्या क्या होती है? यह तरंगदैर्घ्य से किस प्रकार संबंधित है?
4. क्वांटम और फोटॉन में अन्तर बताइए।

2.5 लाइन स्पेक्ट्रम

आपको पता है कि सूर्य की किरण को प्रिज्म के माध्यम से देखने पर बैंगनी से लाल तक, रंगों का एक परास (VIBGYOR) स्पेक्ट्रम (इन्द्रधनुष) की शक्ति में दिखाई देता है। इसे **सतत स्पेक्ट्रम** कहते हैं क्योंकि प्रकाश की तरंगदैर्घ्य अविचलित बदलती है। आइए दूसरा उदाहरण लें। गुणात्मक विश्लेषण में धनायनों की पहचान के लिए उनका लौ (फ्लेम) परीक्षण किया जाता है। सोडियम के यौगिक लौ को दीप्त पीला रंग, कॉपर के हरे रंग और स्ट्रॉन्शियम के गुलाबी लाल रंग की लौ देते हैं। अगर इस प्रकाश को प्रिज्म के माध्यम से देखें तो वह लाइनों में विभाजित हो जाता है। इसे लाइन स्पेक्ट्रम या रेखा स्पेक्ट्रम कहते हैं। चित्र 2.8 में सतत स्पेक्ट्रम और लाइन स्पेक्ट्रम के अंतर दिखाए गए हैं।

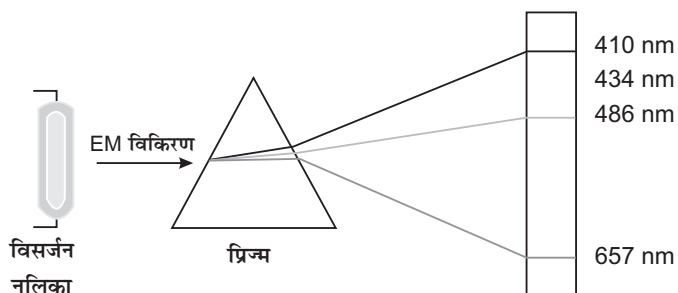


चित्र 2.8: a) सतत स्पेक्ट्रम

b) लाइन स्पेक्ट्रम

2.5.1 हाइड्रोजन परमाणु का लाइन स्पेक्ट्रम

विसर्जन नली में कम दाब पर हाइड्रोजन गैस में जब विद्युत विसर्जन प्रवाहित किया जाता है तो कुछ प्रकाश निकलता है। इस प्रकाश को प्रिज्म में से गुजारने पर वह पाँच लाइनों में बँट जाता है। इसे हाइड्रोजन का लाइन स्पेक्ट्रम कहते हैं (चित्र 2.9)।



चित्र 2.9: दृश्य परास में हाइड्रोजन के लाइन
स्पेक्ट्रम का व्यवस्थित चित्र

जोहान बामर
(1825.1898)

हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम को ध्यान से देखने पर अलग-अलग भागों में लाइनों की श्रेणियाँ दिखती हैं जैसे पराबैंगनी, दृश्य और अवरक्त श्रेणियाँ (इन्फ्रारेड) भाग। लाइनों की इन श्रेणियों का अलग-अलग वैज्ञानिकों ने आविष्कार किया। इन सभी उत्सर्जन स्पेक्ट्रम लाइनों को निम्नलिखित सूत्र द्वारा दर्शाया जा सकता है:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ cm}^{-1} \cdot R_H = 109677 \text{ cm}^{-1} \quad \dots(2.5)$$

यहाँ n_1 और n_2 धन पूर्णांक हैं ($n_1 < n_2$) और R_H को रिडबर्ग स्थिरांक कहते हैं। परमाणु हाइड्रोजन की स्पेक्ट्रमी रेखाएँ, उनकी श्रेणियाँ, आविष्कारक और n_1 और n_2 के मान सारणी 2.2 में दिए गए हैं।

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

सारणी 2.2 : हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में उत्सर्जित लाइनों के प्रेक्षणों का संक्षिप्त विवरण

श्रेणियाँ	n_1	n_2	स्पेक्ट्रम का भाग
लीमान	1	2,3,4.....	पराबैंगनी
बामर	2	3,4,5.....	दृश्य
पॉस्चेन	3	4,5,6.....	अवरक्त
ब्रेकेट	4	5,6,7.....	अवरक्त
फुंड	5	6,7,8.....	अवरक्त

परमाणु हाइड्रोजन का लाइन स्पेक्ट्रम बोर मॉडल के आधार पर समझाया गया है जोकि भाग 2.5 में वर्णित है।

उदाहरण 2.3 : $n_2=3$ से संगत बामर लाइन का तरंगदैर्घ्य परिकलित कीजिए।

हल : बामर श्रेणी के अनुसार $\bar{\nu} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

$$R_H = 109,677 \text{ cm}^{-1}$$

$$n_2 = 3 \text{ के लिए: } \bar{\nu} = 109,677 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 109,677 \left(\frac{5}{36} \right)$$

$$\begin{aligned} \text{क्योंकि } \lambda &= \frac{1}{\bar{\nu}}; \lambda = \frac{36}{109,677 \times 5} \text{ cm} \\ &= 6.56 \times 10^{-5} \text{ cm} \\ &= 656 \text{ nm} \end{aligned}$$

2.6 बोर मॉडल

सन 1913 में नील्स बोर (1885-1962) ने परमाणु का एक और मॉडल प्रतिपादित किया जिसमें इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार पथ में घूमते हैं। यह मॉडल कुछ अभिधारणाओं पर आधारित है, ये निम्नलिखित हैं:

1. इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित वृत्ताकार पथों में घूमते हैं (चित्र 2.10)। इन वृत्ताकार पथों को कक्षा (**orbits**) कहा गया और यह भी कि जबतक इलेक्ट्रॉन एक निश्चित कक्षा में घूमता है उसकी ऊर्जा नहीं बदलती (या ऊर्जा निश्चित रहती है)। इसलिए इन कक्षाओं को ऊर्जा-स्तर स्थाई कक्षाएँ या स्थाई अवस्थाएँ या अविकिरणकारी कक्षाएँ कहा गया।



चित्र 2.10: बोर मॉडल



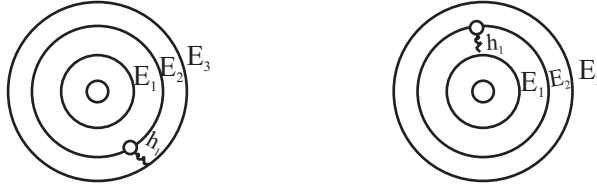
बोर ने अपने कार्य के लिए 1922 में भौतिकी में नोबल पुरस्कार प्राप्त किया



2. ऊर्जा के अवशोषण या उत्सर्जन से इलेक्ट्रॉन अपनी कक्षा बदल सकता है। यदि इलेक्ट्रॉन को कम ऊर्जा स्तर (E_i) से अधिक ऊर्जा स्तर (E_f) में जाना हो तो उसे एक फोटॉन ऊर्जा का अवशोषण (चित्र 2.11) करना होगा, जिसे इस प्रकार दर्शाया जा सकता है:

$$E = h\nu = E_f - E_i \quad \dots(2.6)$$

इसी प्रकार जब इलेक्ट्रॉन ऊँचे ऊर्जा स्तर (E_i) से निचले ऊर्जा स्तर (E_f) में जाता है तो एक फोटॉन ऊर्जा $h\nu$ उत्सर्जन होता है।



चित्र 2.11: इलेक्ट्रॉन के ऊर्जा स्तर में परिवर्तन के कारण फोटॉन का अवशोषण और उत्सर्जन

3. m_e द्रव्यमान वाले इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग उसके द्रव्यमान, वेग v और गति की कक्षा की त्रिज्या r के गुणनफल द्वारा प्राप्त होता है। इस प्रकार बोर परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन के लिए:

$$m_e vr = \frac{nh}{2\pi} \quad \dots (2.7)$$

यहाँ $n = 1, 2, 3 \dots$ इसे मुख्य क्वांटम संख्या कहा जाता है।

बोर ने अपनी अभिधारणाओं का प्रयोग करते हुए हाइड्रोजन परमाणु की स्थाई अवस्था में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा की गणना के लिए निम्नलिखित व्यंजक दिया:

$$\text{कक्षा की ऊर्जा } E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad \dots(2.8)$$

$$\text{बोर ने } R_H \text{ का अन्य गुणधर्मों के साथ संबंध इस प्रकार दिया: } R_H = \frac{mz^2e^4}{8h^2\varepsilon_0^2}; \quad \dots(2.9)$$

यहाँ, m = इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान
 z = नाभिक आवेश
 e = इलेक्ट्रॉनिक आवेश

h = प्लैंक स्थिरांक
 ε_0 = माध्यम का परावैद्युतांक

ऊर्जा व्यंजक में ऋणात्मक चिन्ह दर्शाता है कि नाभिक और इलेक्ट्रॉन के बीच आकर्षण है। इसके अनुसार इलेक्ट्रॉन को परमाणु में से नाभिक के आकर्षण क्षेत्र से निकालने के लिए कुछ ऊर्जा देनी पड़ेगी (इसे आयनन एन्थैलपी कहते हैं)। आप देखेंगे कि बोर कक्षाओं की ऊर्जा क्वांटम संख्या n के वर्ग के व्युत्क्रमानुपाती है। जैसे-जैसे n बढ़ता है ऊर्जा भी बढ़ती है (अधिक धनात्मक या कम ऋणात्मक हो जाती है)। इसका अर्थ यह हुआ कि जैसे-जैसे इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर जाते हैं कक्षा की ऊर्जा बढ़ती जाती है।

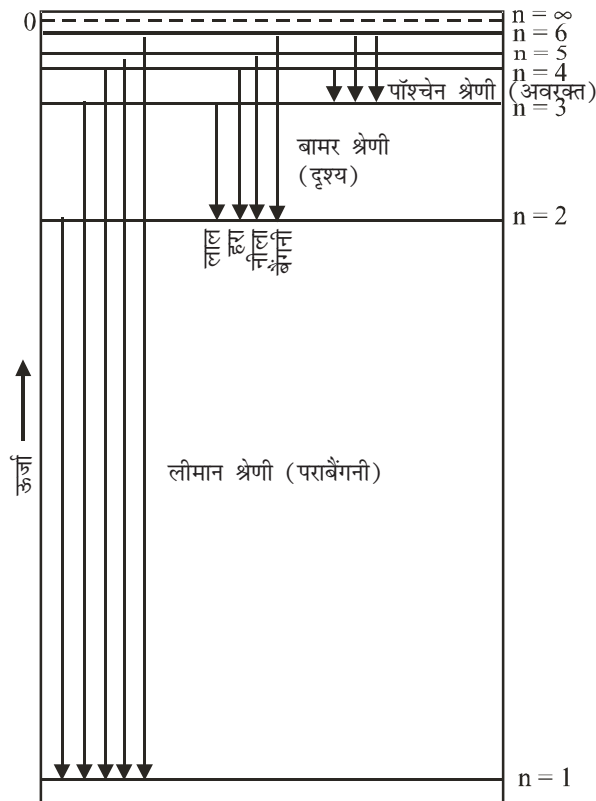
परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

2.6.1 हाइड्रोजन परमाणु के लाइन स्पेक्ट्रम की व्याख्या

ऊपर दी गई दूसरी अभिधारणा के अनुसार, एक इलेक्ट्रॉन के आरम्भिक स्थिर अवस्था ऊर्जा E_i से अंतिम स्थिर अवस्था ऊर्जा E_f में जाने पर उत्सर्जित ऊर्जा इस प्रकार दी जा सकती है $h\nu = E_f - E_i$ समीकरण 2.8 से ऊर्जा का व्यंजक यहाँ रखने पर समीकरण 2.5 का सूत्र दिया जा सकता है। अतः बोर का मॉडल सारणी 2.2 में दिए हाइड्रोजन लाइन स्पेक्ट्रम के प्रेक्षणों की व्याख्या कर सकता है। चित्र 2.12 में आप हाइड्रोजन परमाणु के ऊर्जा स्तरों और विभिन्न संक्रमणों के कारण प्रेक्षित लाइन स्पेक्ट्रम देख सकते हैं।



चित्र 2.12: H-परमाणु के ऊर्जा स्तर का चित्र जिसमें विभिन्न संक्रमणों के कारण प्रेक्षित लाइन स्पेक्ट्रम को दर्शाया गया है।



पाठगत प्रश्न 2.4

1. लाइन स्पेक्ट्रम और सतत स्पेक्ट्रम में अन्तर बताइए।
2. बोर मॉडल की मुख्य अभिधारणाएँ बताइए।
3. बोर कक्ष की ऊर्जा मुख्य क्वांटम संख्या ' n ' के साथ किस प्रकार बदलती है?



2.7 तरंग-कण द्वैतता

भाग 2.3 में आप प्रकाश की तरंग प्रकृति के विषय में पढ़ चुके हैं। प्रकाश के कुछ गुण धर्मों जैसे परावर्तन और अपवर्तन की व्याख्या प्रकाश की तरंग प्रकृति के आधार पर की जा सकती है जबकि कुछ अन्य गुणधर्म जैसे प्रकाश विद्युतीय प्रभाव और प्रकाश का प्रकीर्णन, प्रकाश कण प्रकृति के आधार पर ही समझाए जा सकते हैं। अतः प्रकाश का द्वैत स्वभाव होता है, उसमें तरंग और कण दोनों के गुणधर्म होते हैं। यानि कुछ परिस्थितियों में वह तरंग के गुणधर्म दिखाती है और कुछ में कण के। सन 1923 में एक युवा फ्रेंच भौतिकविज्ञ, लुई दी-ब्रॉगली, ने कहा कि प्रकाश की तरह पदार्थ के कणों को भी दोहरा व्यवहार प्रदर्शित करना चाहिए। उसने प्रतिपादित किया कि द्रव्य कणों का तरंग व्यवहार गणितीय रूप में भी दिया जा सकता है। m द्रव्यमान वाला कण यदि v वेग से गति करता है तो उससे जुड़ी तरंगदैर्घ्य, λ , (कभी-कभी दी-ब्रॉगली तरंगदैर्घ्य भी कहलाती है) का सूत्र इस प्रकार होगा:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{अथवा} \quad \lambda = \frac{h}{p} \quad \dots(2.10)$$

यहाँ $p (= mv)$ । यह कण का संवेग है। किसी कण के लिए दी-ब्रॉगली तरंगदैर्घ्य उसके संवेग के व्युत्क्रमानुपाती होगी। चूँकि h का मान बहुत छोटा होता है इसलिए हमारी रोजमर्रा की आसपास की वस्तुओं का तरंगदैर्घ्य प्रेक्षण के लिए बहुत ही कम होता है। आइए इसके लिए परिकलन करके देखें।

उदाहरण 2.4 : 380 g की क्रिकेट की गेंद को अगर 140 किमी. प्रति घंटे के वेग से फेंका जाता है तो उसकी दी-ब्रॉगली तरंगदैर्घ्य क्या होगी?

हल: गेंद का द्रव्यमान = 380 g = 380×10^{-3} kg = 0.38 kg

$$\begin{aligned} \text{वेग} &= 140 \text{ km/h} = (140 \times 1000) \text{ m} / 3600 \text{ s} \\ &= 38.89 \text{ m s}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{गेंद की तरंगदैर्घ्य } \lambda &= \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(0.380 \text{ kg})(38.89 \text{ m s}^{-1})} \\ &= 4.48 \times 10^{-35} \text{ m} \quad (\text{J} = \text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}) \end{aligned}$$

अगर इलेक्ट्रॉन का तरंग स्वभाव होता है, तो इलेक्ट्रॉन की एक किरण को तरंगों की भाँति विवर्तन दिखाना चाहिए। सन् 1927 में जी.पी. थॉम्सन और सी.जे. डैविसन ने दिखाया कि गतिमान इलेक्ट्रॉन निकिल (Ni) क्रिस्टल द्वारा विवर्तित होता है (चित्र 2.13)। इस प्रकार इलेक्ट्रॉन का व्यवहार कण तथा तरंग दोनों यानि द्वैत होता है।



दी-ब्रॉगली

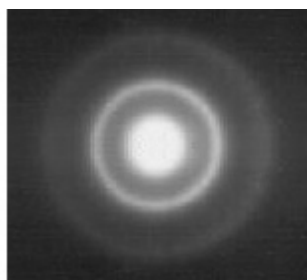
(1892-1987)

दी-ब्रॉगली (1892-1987)

दी-ब्रॉगली ने 1924 में अपनी पीएच.डी के दौरान तरंग कण की द्वैतता के सिद्धांत को प्रस्तावित किया। सन् 1929 में उन्होंने भौतिकी में नोबल पुरस्कार प्राप्त किया।



टिप्पणियाँ



चित्र 2.13: निकिल क्रिस्टल
द्वारा इलेक्ट्रॉन विवर्तन का पैटर्न



बर्नर हाइजेनबर्ग
(1901-1976)

हाइजेनबर्ग ने 1932 में भौतिकी
में नोबल पुरस्कार प्राप्त किया।

2.8. हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता का नियम

पदार्थ और विकिरण के द्वैत स्वभाव के मुख्य परिणाम का आविष्कार बर्नर हाइजेनबर्ग ने 1927 में किया। उन्होंने उसका नाम **अनिश्चितता का नियम** (uncertainty principle) रखा। इसके अनुसार:

एक ही समय में किसी इलेक्ट्रॉन की स्थिति और उसका आघूर्ण (वेग) परिशुद्ध रूप से ज्ञात करना सम्भव नहीं है।

सरल शब्दों में- अगर आप कण की परिशुद्ध स्थिति ज्ञात करते हैं तो उसका आघूर्ण कम परिशुद्ध ज्ञात होगा और विलोमतः

गणितीय रूप में हाइजेनबर्ग नियम को इस प्रकार प्रकट किया जा सकता है:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \dots(2.11)$$

यहाँ Δx और Δp क्रमशः कण की स्थिति और संवेग के मापन की अनिश्चितता है। अगर कण की सही स्थिति ज्ञात है ($\Delta x = 0$) तो वेग की अनिश्चितता अनन्त होगी अर्थात् वेग के विषय में कुछ नहीं कहा जा सकता। इसी प्रकार अगर सही वेग ज्ञात हो तो कण कहीं भी हो सकता है। यानि उसकी स्थिति के विषय में कुछ नहीं कहा जा सकता। व्यवहार में दोनों में से कोई भी गुण सही ज्ञात नहीं हो सकता। प्लैंक स्थिरांक ($h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$) का बहुत छोटा मान होने के कारण यह नियम बड़ी वस्तुओं जैसे कार, बस आदि पर सार्थक नहीं होता। यह केवल इलेक्ट्रॉन जैसे छोटे पिंडों के लिए उपयुक्त है।

हाइजेनबर्ग नियम, बोर मॉडल पर प्रश्न चिन्ह लगाता है क्योंकि बोर के अनुसार कक्षा की त्रिज्या का परिकलन किया जा सकता है और इलेक्ट्रॉन का वेग भी ज्ञात कर सकते हैं। इन तथ्यों ने कई वैज्ञानिकों को इलेक्ट्रॉन के द्वैत स्वभाव के आधार पर नए परमाणु मॉडलों के विकास के लिए प्रेरित किया। परिणामतः परमाणु का क्वांटम यांत्रिकी मॉडल या तरंग यांत्रिकी मॉडल विकसित हुआ, जिसे हम अगले भाग में पढ़ेंगे।



पाठगत प्रश्न 2.5

1. कण-तरंग द्वैतता से आप क्या समझते हैं?
2. उस प्रयोग का वर्णन कीजिए जिससे इलेक्ट्रॉन का तरंग व्यवहार सिद्ध होता है।
3. 100 km/s के वेग से गतिमान एक इलेक्ट्रॉन के लिए दी ब्रॉग्ली तरंगदैर्घ्य का परिकलन कीजिए। ($m_e = 9.1 \times 10^{-31} \text{kg}$)
4. हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता का नियम बताइए।

2.9 परमाणु का तरंग यांत्रिकी मॉडल

सन् 1926 में ऑस्ट्रियन भौतिकविज्ञ इर्विन श्रोडिंगर ने परमाणु का तरंग यांत्रिकी मॉडल प्रतिपादित किया। यह मॉडल एक गणितीय मूल समीकरण है जो कुछ अभिधारणाओं पर आधारित है। इन अभिधारणाओं का चिरप्रतिष्ठित भौतिकी में कोई आधार नहीं है, इनकी सफलता इनसे प्राप्त परिणामों की सफलता के कारण ही है। इस मॉडल के अनुसार, परमाणु में इलेक्ट्रॉन की गति को एक गणितीय फलन के रूप में वर्णित किया जा सकता है। इसे **तरंग फलन**, ψ (ग्रीक अक्षर साइ) कहते हैं। तरंग फलन से इलेक्ट्रॉन के विषय में सभी जानकारियाँ प्राप्त होती हैं और इन्हें श्रोडिंगर तरंग समीकरण (SWE) को हल करके पाया जा सकता है। तरंग फलन का वर्ग (ψ^2), परमाणु में नाभिक के चारों ओर त्रिविमीय क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन के मिलने की प्रायिकता मापता है। हाइड्रोजन परमाणु के लिए SWE हल करने पर हमें अनेक तरंग फलन मिलते हैं, इन्हें तीन क्वांटम संख्याओं द्वारा अभिलक्षित किया जाता है।

- मुख्य क्वांटम संख्या (n)
- दिगंशी या एजीम्यूथल क्वांटम संख्या (l)
- चुंबकीय क्वांटम संख्या (m_l)

ये क्वांटम संख्याएँ तरंग समीकरण को हल करने पर मिलती हैं। परमाणु में हर इलेक्ट्रॉन के लिए एकल (भिन्न) क्वांटम संख्याओं का समुच्चय (सेट) होता है जो त्रिविम में इलेक्ट्रॉन के अधिकतम प्रायिकता क्षेत्र को ज्ञात कराता है। इस क्षेत्र को **आण्विक ओर्बिटल** या मात्र **ओर्बिटल** कहते हैं।

2.9.1 क्वांटम संख्याओं की सार्थकता

उपर्युक्त तीन क्वांटम संख्याएँ कक्षक के आकार, आकृति और अभिविन्यास का वर्णन करती हैं। एक चौथी क्वांटम संख्या—स्पिन या प्रचक्रण क्वांटम संख्या बाद में प्रवेशित की गई, यह श्रोडिंगर समीकरण से नहीं मिलती है। यह इलेक्ट्रॉन के स्पिन की दिशा को बतलाती है। चौथी क्वांटम संख्या परमाणु में इलेक्ट्रॉन के विन्यास के विषय में बताती है। आइए प्रत्येक क्वांटम संख्या की सार्थकता को जानें।

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक
आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

मुख्य क्वांटम संख्या (n)

मुख्य क्वांटम संख्या से परमाणु में इलेक्ट्रॉन का ऊर्जा स्तर (या मुख्य कोश) पता चलता है। n का मान धनात्मक पूर्णांक ही हो सकता है (यानि $n = 1, 2, 3, 4, \dots$) इसके अनुसार परमाणु में इलेक्ट्रॉन के कुछ ऊर्जा स्तर ही हो सकते हैं। यानि यह इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा का क्वांटीकरण करता है। यह इलेक्ट्रॉन की नाभिक से माध्यम दूरी भी इंगित करता है (यानि आकार)। जैसे-जैसे n का मान बढ़ता है नाभिक से इलेक्ट्रॉन की दूरी बढ़ती है।

प्रत्येक मुख्य कोश में अधिकतम $2n^2$ इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं, यानि

$n = 1$	इलेक्ट्रॉन संख्या : 2
$n = 2$	इलेक्ट्रॉन की संख्या : 8
$n = 3$	इलेक्ट्रॉन की संख्या : 18 ...

दिगंशी या एजीम्यूथल क्वांटम संख्या (l)

एजीम्यूथल क्वांटम संख्या (l) कक्षक की ज्यामितीय आकृति से संबंधित होती है। l का मान शून्य या धनात्मक पूर्णांक, $n-1$ के बराबर या उससे कम (n मुख्य क्वांटम संख्या) होता है। यानि $l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$ । l के अलग-अलग मान विभिन्न प्रकार के उपकोशों के संगत होते हैं, और प्रत्येक उपकोश में निर्धारित आकृति के कक्षक होते हैं।

$l = 0$, संगत है s -उपकोश के, जिसमें गोलीय या **गोलाकार कक्षक** होते हैं जिन्हें s -**कक्षक** कहते हैं।

$l = 1$, संगत है p -उपकोश के जिसमें **डमरू के आकार के कक्षक** होते हैं जो p -**कक्षक** कहलाते हैं। प्रत्येक p उपकोश में तीन p कक्षक होते हैं।

$l = 2$, संगत है d -उपकोश के, जिसमें **क्लोवर, पत्ती के आकार के कक्षक** होते हैं जिन्हें d -कक्षक कहते हैं।

$l = 3$, संगत है f उपकोश के जिसमें f **कक्षक** होते हैं। प्रत्येक f उपकोश में सात f कक्षक होते हैं। आप

s, p, d और f कक्षकों की आकृति अगले भाग में पढ़ेंगे।

चुंबकीय क्वांटम संख्या (m_l)

m_l क्वांटम संख्या कक्षक के अभिविन्यास के विषय में जानकारी देती है। क्वांटम संख्या m_l का मान $-l$ से $+l$ के बीच कोई भी पूर्णांक हो सकता है। उदाहरणार्थ: $l = 1$ के लिए; $m_l = -1, 0$ और 1

(चुंबकीय स्पिन क्वांटम संख्या) (m_s)

क्वांटम संख्या (m_s) इलेक्ट्रॉन का स्पिन बताता है यानि वह क्लाकवाइस है या एण्टीक्लाकवाइस। m_s की उत्पत्ति SWE के हल से नहीं होती है। विपरीत दिशाओं के अभिविन्यास को $+1/2$ और $-1/2$ से दर्शाया जाता है। आइए एक उदाहरण से इसे समझें।



यदि एक इलेक्ट्रॉन तीसरे कोश का है ($n = 3$) तो यह s उपकोश ($l = 0$) या p उपकोश ($l = 1$) या d उपकोश ($l = 2$) में हो सकता है। यदि यह p उपकोश में है, तो यह तीन p कक्षकों में से किसी में भी हो सकता है। (संगत हैं $m_l = -1, 0 + 1$) जोकि x, y या z अक्षों की ओर निर्दिष्ट हैं। कक्षकों में उसके स्पिन m_s का मान $+1/2$ या $-1/2$ हो सकता है। तीसरे कोश के एक इलेक्ट्रॉन के लिए विभिन्न क्वांटम संख्याओं के संभावित मान सारणी 2.3 में दिए गए हैं।

सारणी 2.3 : तीसरे कोश के एक इलेक्ट्रॉन के लिए क्वांटम संख्याएँ

मुख्य क्वांटम संख्या, n	एजीम्यूथल क्वांटम संख्या, l	चुंबकीय क्वांटम संख्या, m_l	चुंबकीय स्पिन क्वांटम संख्या, m_s
3	0	0	+1/2
			-1/2
		1	-1
	-1/2		
	0		+1/2
			-1/2
	+1		+1/2
			-1/2
		-1/2	
	2	-2	+1/2
			-1/2
			-1/2
		-1	+1/2
			-1/2
			-1/2
		0	+1/2
			-1/2
			-1/2
+1	+1/2		
	-1/2		
	-1/2		
+2	+1/2		
	-1/2		
	-1/2		

आप ध्यान दें कि तीसरे कोश में अधिकतम 18 इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं परन्तु प्रत्येक की चार क्वांटम संख्याओं का समुच्चय भिन्न है।



पाठगत प्रश्न 2.6

- तरंग फलन से आप क्या समझते हैं?
- कक्षा (ओर्बिट) और कक्षक (ओर्बिटल) में क्या अंतर है?
- क्वांटम संख्याएँ क्या हैं? श्रोडिंगर तरंग समीकरण से प्राप्त विभिन्न क्वांटम संख्याओं का वर्णन करें।
- मुख्य, एजीम्यूथल और चुंबकीय क्वांटम संख्याओं की सार्थकता बताइए।

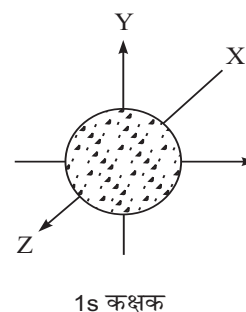
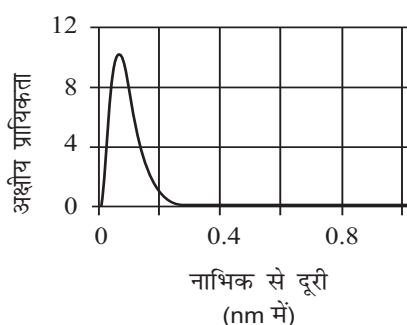
परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



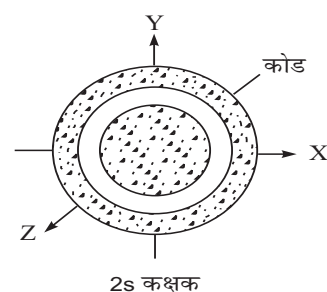
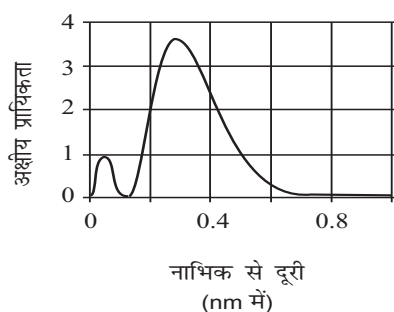
टिप्पणियाँ

2.9.2 कक्षकों की आकृतियाँ

ओर्बिटल या कक्षक को हमने इस प्रकार परिभाषित किया है: **नाभिक के बाहर वह क्षेत्र जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता सर्वाधिक है।** आइए $2s$ ($n=1; l=0$) कक्षक का उदाहरण लेकर इस परिभाषा को समझें। यह अक्षीय प्रायिकता नाभिक से दूरी के सम्मुख आलेखित करने पर प्राप्त होती है। $1s$ कक्षक के लिए अक्षीय प्रायिकता वक्र चित्र 2.14(a) में दिखाया गया है, इसमें अक्षीय प्रायिकता प्रारंभ में नाभिक से दूरी बढ़ने पर बढ़ती है, नाभिक से पर्याप्त निकट दूरी पर अधिकतम हो जाती है (हाइड्रोजन परमाणु के लिए यह दूरी 0.0529 nm या 52.9 pm है) तथा उसके बाद घटती है और कुछ दूरी पर लगभग शून्य हो जाती है। यह वक्र एक दी गई दिशा में अक्षीय प्रायिकता दिखाता है। सभी दिशाओं में यह प्रायिकता समान होगी। अगर हम ऐसे सभी वक्रों को साथ रखें तो प्रायिकता का गोलाकार (गोलतः) वितरण मिलेगा। चूंकि अक्षीय प्रायिकता किसी भी दूरी पर शून्य नहीं होती इसलिए हम गोले का आमाप नहीं दे सकते। अतः कक्षक को हम सीमा सतह आरेखों से निरूपित करते हैं जिसे ऐसा क्षेत्र माना जा सकता है जिसमें इलेक्ट्रॉन प्रायिकता 95% हो [चित्र 2.14(b)]। अतः $1s$ कक्षक एक गोले की तरह निरूपित किया जाता है।



चित्र 2.14: (a) $1s$ कक्षक के लिए अक्षीय प्रायिकता वक्र
(b) $1s$ कक्षक के लिए सीमा सतह आरेख

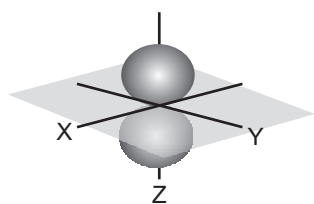


चित्र 2.15: (a) $2s$ कक्षक के लिए अक्षीय प्रायिकता वक्र
(b) $2s$ कक्षक के लिए सीमा सतह आरेख

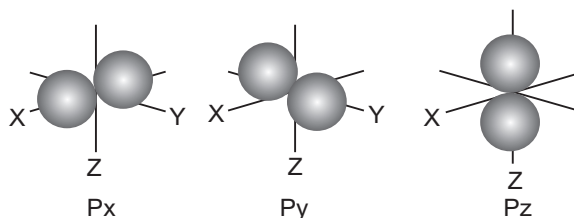


इसी प्रकार चित्र 2.15 (a) $2s$ कक्षक के लिए अक्षीय प्रायिकता वक्र देता है और चित्र 2.15 (b) उसका सीमा सतह आरेख दर्शाता है। इसमें दो बातों पर ध्यान दीजिए। पहली, आप देखेंगे कि $2s$ कक्षक का अक्षीय प्रायिकता वक्र दो उच्चतम बिन्दु दर्शाता है। प्रायिकता पहले बढ़ती है, अधिकतम होती है फिर घटने लगती है और लगभग शून्य हो जाती है। वह फिर दोबारा बढ़ती है, अधिकतम होती है और फिर घटने लगती है। वह क्षेत्र जहाँ प्रायिकता लगभग शून्य हो जाती है (दोबारा बढ़ने से पहले) उसे निस्पंद बिन्दु या गोलाकार नोड या स्फेरिकल नोड कहते हैं। एक कक्षक के $n-l-1$ निस्पंद बिन्दु होते हैं। **नोड वह क्षेत्र है जहाँ इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता शून्य होती है।**

p कक्षक: अब यदि हम p कक्षक ($n=1; l=1$) की आकृति बनाएँ तो हमें चित्र 2.16 जैसी आकृति प्राप्त होगी। चित्र में दी गई आकृति तीन p कक्षकों में से एक p_z (z अक्ष निर्दिष्ट) की है। देखिए कि p_z कक्षक की प्रायिकता चित्र में दो पालियाँ (lobes) हैं: एक धनात्मक z अक्ष के लिए xy तल पर इलेक्ट्रॉन प्रायिकता गायब है। ऐसा तल **नोडीय तल** या निर्नति तल कहलाता है। तीनों p अक्षकों की आकृति चित्र 2.17 में दी गई है।

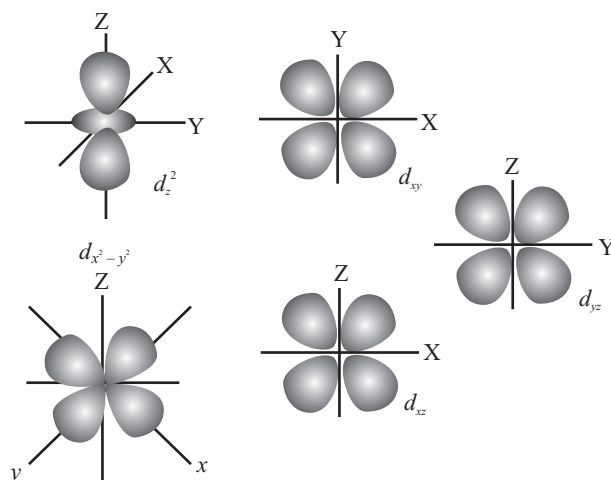


चित्र 2.16: p कक्षीय सतह
आरेख (आकृति)



चित्र 2.17: p -कक्षक के नोडीय तल को दर्शाते हुए सीमा

चित्र 2.18 पाँच संभावित d कक्षकों की आकृतियाँ दर्शाता है। इनमें भी नोडीय तल होते हैं। पाँच d कक्षकों की आकृति भिन्न होती है पर उनकी ऊर्जा समान होती है यानि ये अपह्रासित (degenerate) होते हैं।



चित्र 2.18: पाँच d -कक्षकों का सीमा सतह आरेख (आकृति)



टिप्पणियाँ



पाठगत प्रश्न 2.7

1. s, p और d कक्षकों की आकृतियाँ कैसी हैं, वर्णन कीजिए।
2. $2s$ कक्षक की आकृति का वर्णन करिए। यह $1s$ कक्षक से किस प्रकार भिन्न है?
3. आप इनसे क्या समझते हैं:
 - i) स्फेरिकल नोड (निस्पंद बिन्दु)
 - ii) नाभिक तल (नोडल तल)
4. $3s$ कक्षक में कितने निस्पंद बिंदु होंगे?

2.10 तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

अब तक आप पढ़ चुके हैं कि परमाणु में एक धनावेशित नाभिक होता है जो इलेक्ट्रॉनों से घिरा होता है, और इलेक्ट्रॉन अलग-अलग आकार और आकृति के कक्षकों में होते हैं। ये कक्षक विभिन्न कोशों और उपकोशों के भाग होते हैं जिन्हें तीन क्वांटम संख्याओं n, l और m_l से अभिलाक्षणित किया जाता है। आइए अब इन कोशों और उपकोशों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण देखें। इलेक्ट्रॉनों का यह वितरण **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास** कहलाता है और यह तीन नियमों द्वारा निर्धारित होता है।

2.10.1 ऑफबाऊ (क्रमिक रचना) सिद्धांत

यह नियम परमाणु की ऊर्जा और इलेक्ट्रॉनों द्वारा भरे गये स्तर से संबंधित होता है। इलेक्ट्रॉन कक्षकों को इस प्रकार भरते हैं कि परमाणु की कुल ऊर्जा निम्नतम हो। दूसरे शब्दों में परमाणु में इलेक्ट्रॉनों को बढ़ती ऊर्जा के क्रम में भरा जाता है। कक्षकों का बढ़ती ऊर्जा का क्रम किस प्रकार ज्ञात होगा? आप पढ़ चुके हैं कि मुख्य क्वांटम संख्या कक्षकों की ऊर्जा निर्धारित करती है। n के अधिक मान के लिए ऊर्जा भी अधिक होगी। यह केवल हाइड्रोजन के लिए सही है। अन्य परमाणुओं के लिए हमें दोनों n और l लेने होंगे। इसका अर्थ यह हुआ कि एक ही कोश के उपकोशों की ऊर्जा भिन्न-भिन्न होगी। कक्षक ऊर्जा निम्नलिखित $(n + l)$ नियम द्वारा ज्ञात की जा सकती है।

नियम 1: $(n + l)$ के कम मान वाले कक्षक की ऊर्जा कम होगी।

उदाहरणार्थ: $4s$ कक्षक $(n + l = 4 + 0 = 4)$, $3d$ कक्षक $(n + l = 3 + 2 = 5)$ से पहले भरा जाएगा।

नियम 2: यदि दो कक्षकों के लिए $(n + l)$ का मान समान हो तो, n के कम मान वाला कक्षक पहले भरा जाएगा। उदाहरणार्थ, $3d$ कक्षक $(n + l = 3 + 2 = 5)$; $4p$ कक्षक $(n + l = 4 + 1 = 5)$ से पहले भरा जाएगा।

इन नियमों का पालन करने पर बढ़ते क्रम में कक्षक ऊर्जा इस प्रकार है-

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s$$



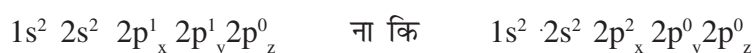
2.10.2 पाउली अपवर्जन सिद्धांत

यह सिद्धांत किसी कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के स्पिन से संबंधित है। इस सिद्धांत के अनुसार **किसी परमाणु में उपस्थित दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वांटम संख्याएँ एकसमान नहीं हो सकती हैं।**

उदाहरणार्थ: यदि एक परमाणु में किसी इलेक्ट्रॉन का चार क्वांटम संख्याओं का समुच्चय इस प्रकार है: $n=2, l=1, m_l=1$ और $m_s=+1/2$ तो उस परमाणु में किसी और इलेक्ट्रॉन का समान समुच्चय नहीं हो सकता। जैसा कि आप जानते हैं, किसी कक्षक को तीन क्वांटम संख्याओं से अभिलाक्षणित किया जाता है, तो उस कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के लिए तीनों क्वांटम संख्याएँ समान होंगी। परन्तु इन इलेक्ट्रॉनों की स्पिन क्वांटम संख्या भिन्न होगी। चूँकि स्पिन क्वांटम संख्या के केवल दो मान होते हैं इसलिए केवल दो इलेक्ट्रॉन ही एक कक्षक में भरे जा सकते हैं। यह चौथी क्वांटम संख्या, वास्तव में पॉली सिद्धांत ने ही प्रवेशित की थी।

2.10.3 हुंड का नियम

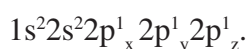
यह नियम इलेक्ट्रॉनों के समान ऊर्जा वाले कक्षकों (यानि उपकोश के घटक) में वितरण से संबंधित है। इस नियम के अनुसार- यदि एक ही उपकोश के कई कक्षक उपलब्ध हैं तो इलेक्ट्रॉन इस प्रकार वितरित होते हैं कि सभी कक्षकों में समान स्पिन वाला एक इलेक्ट्रॉन पहुँच जाए। उदाहरणार्थ, कार्बन के छः इलेक्ट्रॉन इस प्रकार वितरित होंगे:



चूँकि इलेक्ट्रॉन एक दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं, अतः वे अलग-अलग कक्षकों में जाकर एक दूसरे से दूर रहते हैं।

ऊपर दिए गए नियमों की सहायता से विभिन्न तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखा जाता है। इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखने के दो साधारण ढंग हैं-

a) कक्षक नोटेशन विधि: इस विधि में भरे हुए कक्षकों को ऊर्जा के बढ़ते क्रम में लिखा जाता है। उनमें भरे इलेक्ट्रॉनों की संख्या को superscript से इंगित करते हैं जैसा कि निम्नलिखित उदाहरण में दिखाया गया है। उदाहरण के लिए, नाइट्रोजन परमाणु (परमाणु संख्या 7) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा:



b) कक्षक आरेख विधि: इस विधि में भरे कक्षकों को वृत्तों या वर्गों से दिखाया जाता है और ये बढ़ती ऊर्जा के क्रम में लिखे जाते हैं। इलेक्ट्रॉनों को तीरों से इंगित करते हैं जिनके शीर्ष उनका स्पिन दर्शाते हैं। उदाहरणार्थ, नाइट्रोजन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कक्षक आरेख विधि से इस प्रकार दिखाया जाता है:



मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को शार्ट हैन्ड ढंग से भी लिखा जा सकता है। इस विधि में आखिरी पूर्ण कक्षक कोश उत्कृष्ट गैस से निरूपित किया जाता है। उदाहरणार्थ, लीथियम और सोडियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इस प्रकार लिखा जाता है:



उत्कृष्ट गैस विन्यास के इलेक्ट्रॉनों को कोर इलेक्ट्रॉन कहा जाता है जबकि बाहर के कोश वालों को संयोजक इलेक्ट्रॉन।

2.11 पूर्णपूरित अर्ध पूरित कक्षकों का स्थायित्व (STABILITY)

आवर्त सारणी में ऑफ बाऊ सिद्धान्त इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निर्धारित करने में मदद करता है लेकिन कुछ घटनाओं जिनमें पास पास के उपकोशों की ऊजायें बहुत समीप होती है, का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निर्धारित करने में असमर्थ हो जाता है। उदाहरण के लिये $4s, 3d; 5s, 4d; 4f, 5d$ आदि इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन परस्पर क्रिया के कारण ऊर्जा का स्थानान्तरण होता है। उदाहरण के लिये क्रोमियम (Cr) में ऑफ बाऊ के $3d^4 4s^2$ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की घोषणा की परन्तु वास्तविकता में इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $3d^5 4s^1$ होता है। समान रूप से कॉपर में ऑफ बाऊ द्वारा घोषित विन्यास $3d^9 4s^2$ होता है जबकि वास्तविक विन्यास $3d^{10} 4s^1$ होता है। ऐसा पूर्णपूरित व अर्धपूरित कक्षकों के अतिरिक्त स्थायित्व के कारण होता है।

(1) कक्षकों (Orbitals) की समरूपता

हम जानते हैं कि समरूपता स्थायित्व का मार्ग दिखाती है। कभी कभी हम कक्षक में इलेक्ट्रॉनों को समरूपता के लिये मिलाते हैं या निकालते हैं। इस प्रकार इलेक्ट्रॉनिक विन्यास अधिक स्थाई हो जाता है। उदाहरणतया ऑफवाऊ क्रोमियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ घोषित करते हैं परन्तु इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ होता है।

घोषित (क)	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \downarrow$
वास्तविक (ख)	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	\uparrow
समानतया कॉपर में घोषित (क)	$\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$	$\uparrow \downarrow$
वास्तविक (ख)	$\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$	\uparrow

अर्धपूरित या पूर्णपूरित 3d कक्षक अधिक समरूपता और अधिक स्थाई होते हैं।



टिप्पणियाँ

(2) विनिमय ऊर्जा (Exchange Energy)

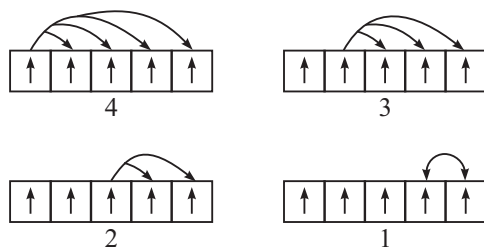
कक्षकों के स्थायित्व को विनिमय ऊर्जा द्वारा व्याख्या की जाती है। i.e., (समान उपकोश में एक कक्षक से दूसरे कक्षक में इलेक्ट्रॉन का स्थानांतरण)। समान प्रचक्रण के इलेक्ट्रॉनों की अधिक संख्या से अधिक विनिमय ऊर्जा होती है। अधिक विनिमय ऊर्जा से इलेक्ट्रॉनिक विन्यास अधिक स्थाई होता है। क्रोमियम के बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर विचार करते हैं तो ऑफबाउ के अनुसार, $3d^4 4s^1$ होगा। जबकि वास्तविकता में $3d^5 4s^1$ होता है। $3d^4$ तथा $4s^2$ में 4 इलेक्ट्रॉन समान प्रचक्रण के हैं जबकि $3d^5 4s^1$ में 6 इलेक्ट्रॉन समान प्रचक्रण के होते हैं। इसलिये अन्त में विनिमय ऊर्जा अधिक होगी तथा $3d^5 4s^1$ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को क्रोमियम के लिये वरियता दी जाती है।

क्रोमियम $3d^4 4s^2$ विन्यास पर विचार करते हैं। $3d$ उपकोश में इलेक्ट्रॉनों का संभावित विनिमय दर्शाया गया है।



$3d^4$ की व्यवस्था में इलेक्ट्रॉनों का विनिमय $3 + 2 + 1 = 6$ विधियों द्वारा सम्भव है। इसमें इलेक्ट्रॉनों के विनिमय की 6 संभावित विधि है।

$3d^5$ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में इलेक्ट्रॉनों का विनिमय $4 + 3 + 2 + 1 = 10$ विधियों द्वारा सम्भव है। या 10 सम्भावित इलेक्ट्रॉन विनिमय होते हैं।



ऐसे $3d^4 4s^2$ से $3d^5 4s^1$ में विनिमय ऊर्जा बढ़ जाती है। विनिमय ऊर्जा की अधिकता से इस विन्यास का स्थायित्व बढ़ जाता है।



पाठगत प्रश्न 2.8

- परमाणु के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से आप क्या समझते हैं?
- पॉली का अपवर्जन नियम क्या है?
- ऑफबाउ नियम क्या है? ($n + l$) नियम क्या है, लिखिए?
- निम्नलिखित में से कौन सा कक्षक सबसे पहले भरा जाएगा?
i) $2p$ या $3s$ ii) $3d$ या $4s$
- क्रोमियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$ होता है न कि $3d^4 4s^2$ क्यों?

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक
आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना



अपने क्या सीखा

- परमाणु तीन मौलिक कणों से बनते हैं, इनके नाम हैं- इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन।
- परमाणु की संरचना का वर्णन करने का प्रथम प्रयास जे.जे. थाम्सन का था, जो कि प्लम पुडिंग मॉडल के नाम से जाना जाता है। इसके अनुसार परमाणु एक धनावेशित पिंड (पुडिंग) है जिसमें छोटे ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन (प्लम) बिखरे हुए हैं।
- रदरफोर्ड मॉडल के अनुसार परमाणु का धनावेश और अधिकतम द्रव्यमान नाभिक में होता है बाकी सारा परमाणु खाली स्थान है जिसमें बहुत छोटे ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन हैं।
- विद्युत चुंबकीय विकिरणों एक प्रकार की ऊर्जा है जो विद्युत और चुंबकीय क्षेत्र के रूप में संचरण करती है। यह प्रकाश के वेग से संचरण करती हैं और इन्हें किसी माध्यम की आवश्यकता नहीं होती।
- विद्युत चुंबकीय तरंगें अनेक प्राचलों से अभिलाक्षणित होती हैं जैसे: आयाम, तरंगदैर्घ्य, आवृत्ति, तरंग संख्या, वेग आदि।
- हाइड्रोजन गैस लाइन स्पेक्ट्रम देती है जिसमें स्पष्ट लाइनें हाइड्रोजन परमाणु में ऊर्जा के क्वांटीकरण का सुझाव प्रस्तुत करती हैं।
- सन 1913 में नील्स बोर ने परमाणु का 'सौरमंडलीय मॉडल' प्रतिपादित किया। इस मॉडल के अनुसार केन्द्रीय स्थिर नाभिक के चारों ओर विशिष्ट ऊर्जा वाले, निश्चित वृत्ताकार पथों में, इलेक्ट्रॉन गति करते हैं। इलेक्ट्रॉन अपनी कक्षा, कक्षाओं की ऊर्जा में अन्तर के बराबर के फोटॉन का अवशोषण या उत्सर्जन करके बदल सकते हैं।
- बोर मॉडल परमाणु के स्थायित्व और हाइड्रोजन के लाइन स्पेक्ट्रम की व्याख्या कर सका परन्तु यह हाइड्रोजन के अलावा अन्य परमाणुओं के स्पेक्ट्रम की व्याख्या नहीं कर सका।
- लुई दी ब्रॉग्ली ने इलेक्ट्रॉन का द्वैत स्वभाव प्रतिपादित किया और कहा कि पदार्थ कणों का तरंग स्वभाव होना चाहिए। संबंधित तरंगदैर्घ्य इस व्यंजक द्वारा दी जाती है:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{या} \quad \lambda = \frac{h}{p}$$

- थाम्सन और डैविसन द्वारा इसका प्रयोगात्मक विश्लेषण, निकिल क्रिस्टल जालक द्वारा इलेक्ट्रॉन तरंग के विवर्तन से किया गया।
- पदार्थ के कण-तरंग द्वैतता के कारण बर्नर हाइजेनबर्ग ने अनिश्चितता नियम प्रतिपादित किया। इसके अनुसार कण की परिशुद्ध स्थिति और आघूर्ण एक साथ मापना असम्भव है।
- इलेक्ट्रॉन के द्वैत स्वभाव और हाइड्रोजन के अनिश्चितता नियम ने तरंग यात्रिकी मॉडल का उद्भव प्रेरित किया।



- तरंग यांत्रिकी मॉडल के अनुसार परमाणु में इलेक्ट्रॉन की गति को एक गणितीय फलन द्वारा वर्णित किया जा सकता है, इसे तरंग फलन ψ कहते हैं। इस तरंग फलन में निकाय के बारे में सारी जानकारी होती है और इसे श्रोडिंगर तरंग समीकरण को हल करके ज्ञात किया जा सकता है।
- तरंग फलन का वर्ग, ψ^2 , नाभिक के चारों ओर त्रिविम क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन की प्रायिकता का मापन है। इस क्षेत्र को परमाण्विक कक्षक या केवल कक्षक कहते हैं।
- ये तरंग फलन तीन क्वांटम संख्याओं द्वारा अभिलाक्षणित होते हैं। ये क्वांटम संख्याएँ कक्षक का आकार, आकृति और अभिविन्यास दर्शाती हैं। परमाणु में प्रत्येक इलेक्ट्रॉन का एकल क्वांटम संख्याओं का समुच्चय होता है।
- मुख्य क्वांटम संख्या n , इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा के क्वांटीकरण से संबंधित होती है, एजीम्यूथल क्वांटम संख्या l , कक्षक के आकार से संबंधित होती है। चुंबकीय क्वांटम संख्या m_l कक्षक का अभिविन्यास वर्णित करती है।
- एक अन्य क्वांटम संख्या m_s इलेक्ट्रॉन प्रचक्रण (स्पिन) के विषय में बताती है। यह क्वांटम संख्या तरंग यांत्रिकी मॉडल से निष्कर्षित नहीं है और यह इलेक्ट्रॉन के स्पिन का वर्णन करती है।
- विभिन्न कक्षकों के भिन्न आकार होते हैं। s कक्षक ग्लोबल पत्ती के आकार के और f कक्षक का आठ खंडीय आकार होता है।
- कोशों और उपकोशों में इलेक्ट्रॉन वितरण को इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहते हैं। यह तीन नियमों द्वारा शासित होता है: ऑफबाऊ नियम, पॉली अपवर्जन नियम और हुंड का **अधिकतम बहुकता** का नियम।
- ऑफबाऊ नियम के अनुसार परमाणु में इलेक्ट्रॉन उनकी बढ़ती ऊर्जा के क्रम में भरे जाते हैं, यह $(n + l)$ नियम से निर्धारित होता है।
- पॉली अपवर्जन नियम के अनुसार, किन्हीं भी दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वांटम संख्याएँ समान नहीं हो सकतीं।
- हुंड के नियम के अनुसार एक ही उपकोश के कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने पर पहले हर कक्षक में समान स्पिन वाले एक-एक इलेक्ट्रॉन जाते हैं फिर उनका युग्मन होता है।
- अर्धपूरित और पूरित उपकोश अधिक स्थायित्व होते हैं।



पाठांत प्रश्न

1. a) परमाणु के तीन मौलिक घटक कणों के नाम लिखिये।
b) इलेक्ट्रॉन और प्रोटॉन के आवेश और द्रव्यमानों की तुलना कीजिए।
2. आपके विचार से परमाणु संरचना में रदरफोर्ड का सबसे महत्वपूर्ण योग क्या था?

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

- कौन सा प्रयोगिक प्रमाण प्रकाश का द्वैत स्वभाव दिखलाता है?
 - एक FM रेडियो सिग्नल जोकि 100 MHz आवृत्ति पर संचारित किया जा रहा है, की ऊर्जा परिकलित कीजिए।
 - $\lambda = 670$ की लाल प्रकाश तरंग की ऊर्जा क्या होगी?
- बोर मॉडल, रदरफोर्ड मॉडल से किस प्रकार बेहतर था?
- बोर मॉडल में क्या दोष थे?
- परमाणु के तरंग यांत्रिकी मॉडल के उद्भव के क्या कारण थे?
- कक्षक से आप क्या समझते हैं? s और p कक्षकों की आकृति का रेखांकन कीजिए।
- उदाहरण सहित हुंड के नियम की व्याख्या कीजिए।



पाठगत प्रश्नों के उत्तर

2.1

- प्रोटॉन इलेक्ट्रॉन से भारी होता है। उनके द्रव्यमानों का अनुपात इस प्रकार है:

$$m_p/m_e = \frac{1.672\ 623 \times 10^{-27} \text{ kg}}{9.109\ 389 \times 10^{-31} \text{ kg}} = 1836$$

- परमाणु के मौलिक कण हैं: इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन
- न्यूट्रॉन

2.2

- इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन
- रदरफोर्ड के प्रयोग का उद्देश्य थाम्सन के प्लम-पुडिंग मॉडल का सर्वेक्षण करना था।
- रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के अनुसार, नाभिक, परमाणु का धनावेशित अधिकतम द्रव्यमान वाला भाग होता है। परमाणु का शेष स्थान खाली होता है उसमें बहुत ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन बिखरे होते हैं।
- रदरफोर्ड मॉडल परमाणु की स्थिरता नहीं समझा सकता था।

2.3

- विद्युत चुंबकीय विकिरणें एक प्रकार की ऊर्जा है जो विद्युत और चुंबकीय क्षेत्र के रूप में संचारित होती हैं। ये प्रकाश के वेग से चलती हैं और संचारण के लिए इन्हें माध्यम की आवश्यकता नहीं होती।



- विद्युत चुंबकीय विकिरणों के अभिलक्षण
i) आयाम ii) तरंगदैर्घ्य iii) आवृत्ति iv) तरंग संख्या v) वेग
- तरंग संख्या, प्रति सेमी. में तरंगों की संख्या होती है। यह तरंगदैर्घ्य के व्युत्क्रमानुपाती होती है।
- दृश्य प्रकाश का एक क्वांटम फोटॉन कहलाता है। क्वांटम (फोटॉन) की ऊर्जा, विकिरण की आवृत्ति के समानुपाती होती है।

2.4

- लाइन स्पेक्ट्रम में तरंगदैर्घ्यों को अभिलाक्षणित करती लाइनों की श्रेणियाँ होती हैं जबकि सतत स्पेक्ट्रम में तरंगदैर्घ्यों के परास को अभिलाक्षणित करती विकिरणों की चौड़ी पट्टियाँ होती हैं।
- बोर मॉडल की मुख्य अभिधारणाएँ हैं:
 - इलेक्ट्रॉन केन्द्रित स्थिर नाभिक के चारों ओर निश्चित वृत्ताकार पथों में घूमते हैं जिन्हें स्थाई कक्षाएँ या स्थाई अवस्थाएँ कहते हैं।
 - इलेक्ट्रॉन एक फोटॉन ऊर्जा (कक्षों की ऊर्जा के अन्तर के बराबर) अवशोषित या उत्सर्जित करके अपनी कक्षा बदल सकते हैं।
 - इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग क्वांटिकृत होता है।
- मुख्य क्वांटम संख्या n , का मान बढ़ने पर बोर कक्ष की ऊर्जा बढ़ती है। उसकी ऋणात्मकता कम होती जाती है।

2.5

- तरंग-कणद्वैत का अर्थ है कि प्रकाश और पदार्थ कण जैसे इलेक्ट्रॉन कभी तरंग और कभी कण का स्वभाव दर्शाते हैं।
- इलेक्ट्रॉन का तरंग स्वभाव, निकिल क्रिस्टल जालक द्वारा इलेक्ट्रॉन तरंग के विवर्तन से सिद्ध किया गया।
- इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान = 9.1×10^{-31} kg
वेग = $100 \text{ km s}^{-1} = 10^5 \text{ m s}^{-1}$

समीकरण का प्रयोग करने पर, इलेक्ट्रॉन से संयोजित तरंगदैर्घ्य:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}}{(9.1 \times 10^{-31} \text{ kg})(10^5 \text{ m s}^{-1})} = 7.28 \times 10^{-9} \text{ m}$$

- हाइजेनबर्ग अनिश्चितता नियम के अनुसार किसी कण की परिशुद्ध स्थिति और आघूर्ण मापन, एक साथ असम्भव है। यदि कण की सही स्थिति ज्ञात होगी तो आघूर्ण ज्ञात नहीं हो सकता और विलोमतः

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक
आबंधन



टिप्पणियाँ

परमाण्विक संरचना

2.6

1. परमाणु में इलेक्ट्रॉन की गति का वर्णन करने वाला गणितीय फलन है। इससे निकाय की सारी जानकारी मिल सकती है, यह श्रोडिंगर तरंग समीकरण को हल करके प्राप्त होता है।
2. केंद्रीय स्थिर नाभिक के चारों ओर विशिष्ट ऊर्जा वाला निश्चित वृताकार पथ कक्षा होता है जबकि नाभिक के चारों ओर वह त्रिविम क्षेत्र जहाँ इलेक्ट्रॉन प्रायिकता अधिकतम है, कक्षक कहलाता है।
3. क्वांटम संख्याएँ तरंग फलनों को अभिलाक्षणित करने वाले पूर्णांक हैं। ये श्रोडिंगर तरंग समीकरण को हल करने पर मिलते हैं और प्रत्येक इलेक्ट्रॉन के लिए भिन्न क्वांटम संख्या समुच्चय होता है। SWE से मिलने वाली तीन क्वांटम संख्याएँ हैं:
 - i. मुख्य क्वांटम संख्या (n)
 - ii. एजीम्यूथल क्वांटम संख्या (l)
 - iii. चुंबकीय क्वांटम संख्या (m_l)
4. मुख्य क्वांटम संख्या (n) कोश में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा देता है। क्वांटम संख्या l , कक्षक की ज्यामितीय आकृति और क्वांटम संख्या m_l कक्षक का अभिविन्यास देता है।

2.7

1. s कक्षक : गोलतः
 p कक्षक : डमरू की आकृति का
 d कक्षक : क्लोवर पत्ती की आकृति का
2. $2s$ कक्षक $1s$ की तरह गोलतः होगा परन्तु उसका आमाप $1s$ कक्षक से बड़ा होगा और उसमें गोलतः नाभिक नोड होगा।
3. i) यह s कक्षक में शून्य प्रायिकता वाला गोलतः क्षेत्र है ($1s$ के अलावा)
ii) यह कक्षक (s कक्षक के अलावा) का वह तल क्षेत्र है जहाँ इलेक्ट्रॉन प्रायिकता शून्य है।
4. $3s$ कक्षक में दो गोलतः नोड होंगे।

2.8

1. कोश और उपकोश में इलेक्ट्रॉन वितरण इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहलाता है।
2. पॉली नियम के अनुसार किसी परमाणु में किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वांटम संख्याओं का समुच्चय समान नहीं हो सकता।
3. ऑफबाऊ नियम के अनुसार परमाणु में इलेक्ट्रॉन बढ़ती ऊर्जा के क्रम में भरे जाते हैं, यह

$(n + l)$ नियम दो प्रकार के हैं: कम $(n + l)$ मान वाला कक्षक पहले भरा जाता है।

यदि $(n + l)$ का मान बराबर है तो n के कम मान वाला कक्षक पहले भरा जाएगा।

4. i) $2p : (n + l) = 2 + 1 = 3 ; 3s$ के लिए $(n + l) = 3 + 0 = 3 ;$ नियम 2
ii) $4s : (n + l)$ के लिए $4s = 4 + 0 = 4 ; 3d$ के लिए $(n + l) = 3 + 2 = 5 ;$ नियम 1
5. क्योंकि अर्धपूरित उपकोशों का स्थायित्व अधिक होता है।

मॉड्यूल - 2

परमाणु संरचना और रासायनिक
आबंधन



टिप्पणियाँ