(ii) नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन वृत्ताकार पथों, जिन्हें **कक्षा** (orbit) कहा जाता है, में बहुत तेजी से घूमते हैं। अतः रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल सौरमंडल से मिलता-जुलता है, जिसमें सूर्य नाभिक के समान होता है और ग्रह गतिमान इलेक्ट्रॉन के समान होते हैं।

(iii) इलेक्ट्रॉन और नाभिक आपस में आकर्षण के स्थिर वैद्युत् बलों के द्वारा बँधे रहते हैं।

2.2.3 परमाणु संख्या तथा द्रव्यमान संख्या

नाभिक का धनावेश उसके प्रोटॉनों के कारण होता है। जैसा पहले स्थापित हो चुका है, प्रोटॉन पर आवेश इलेक्ट्रॉन के आवेश के बराबर, लेकिन विपरीत चिह्न का होता है। इसका अर्थ यह है कि नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या परमाणु संख्या (Z) के बराबर होती है अर्थात् प्रोटॉनों की संख्या हाइड्रोजन नाभिक में 1 और सोडियम में 11 होती है, अतः इनका परमाणु क्रमांक क्रमशः 1 तथा 11 होगा। परमाणु को उदासीन बनाए रखने के लिए उसमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या, प्रोटॉनों की संख्या (परमाणु संख्या Z) के बराबर होगी। उदाहरणार्थ– हाइड्रोजन तथा सोडियम परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या क्रमशः 1 तथा 11 होती है।

***परमाणु संख्या* (Z) = परमाणु के नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या**
= उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या (2.3)

नाभिक का धनावेश उसके प्रोटॉनों के कारण होता है, परंतु नाभिक का द्रव्यमान प्रोटॉनों तथा कुछ अन्य उदासीन कणों (जिसमें प्रत्येक का द्रव्यमान प्रोटॉन के द्रव्यमान के लगभग बराबर होता है) के कारण होता है। इस उदासीन कण को **न्यूट्रॉन** (n) कहते हैं। नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों और न्यूट्रॉनों को **न्यूक्लिऑन्स** (nucleons) कहते हैं। न्यूक्लिऑनों की कुल संख्या को परमाणु की द्रव्यमान संख्या (A) कहते हैं।

द्रव्यमान संख्या = प्रोटॉन की संख्या (Z)+ न्यूट्रॉन की संख्या (n) **2.4)**

2.2.4 समस्थानिक एवं समभारिक

किसी भी परमाणु के संघटन को तत्त्व के प्रतीक (X) द्वारा दर्शाया जा सकता है, जिसमें बाईं ओर एक पूर्व-लग्न लिखा जाता है, जो परमाणु द्रव्यमान संख्या (A) होती है। बाईं ओर ही अनुलग्नक के रूप में परमाणु संख्या (Z) लिखी जाती है, अर्थात् ${}^{A}_{Z}X$ समभारिक समान द्रव्यमान संख्या, परंतु भिन्न परमाणु संख्या के परमाणु होंगे; उदाहरणार्थ– ${}^{14}_{6}C$ तथा ${}^{14}_{7}N$। समस्थानिक वह परमाणु होते हैं, जिनकी परमाणु संख्या (Z) समान एवं द्रव्यमान संख्या (A) भिन्न होती है। दूसरे शब्दों में, समीकरण 2.4 के अनुसार, यह स्पष्ट है कि समस्थानिकों में अंतर का कारण नाभिक में उपस्थित भिन्न-भिन्न न्यूट्रॉनों की संख्या है। उदाहरण के लिए फिर से हाइड्रोजन परमाणु को लें। 99.985% हाइड्रोजन परमाणुओं में केवल एक प्रोटॉन होता है, जिसे **प्रोटियम** (${}^{1}_{1}H$) कहते हैं। शेष हाइड्रोजन परमाणु में दो समस्थानिक होते हैं– **ड्यूटीरियम (${}^{2}_{1}D$,0.015%)**, जिसमें 1 प्रोटॉन तथा 1 न्यूट्रॉन होता है और **ट्राइटियम (Tritium,${}^{3}_{1}T$)**, जिसमें 1 प्रोटॉन तथा 2 न्यूट्रॉन होते हैं। ट्राइटियम पृथ्वी में लेश मात्रा में पाया जाता है। समस्थानिकों के कुछ अन्य उदाहरण भी हैं; जैसे– कार्बन, जिसमें 6 प्रोटॉनों के अलावा 6,7 तथा 8 न्यूट्रॉन (${}^{12}_{6}C$, ${}^{13}_{6}C$, ${}^{14}_{6}C$) होते हैं; क्लोरीन परमाणु, जिसमें 17 प्रोटॉनों के अलावा 18 तथा 20 न्यूट्रॉन (${}^{35}_{17}Cl$, ${}^{37}_{17}Cl$) होते हैं।

समस्थानिकों के विषय में अंतिम महत्त्वपूर्ण बात यह है कि परमाणुओं के रासायनिक गुण इलेक्ट्रॉनों की संख्या द्वारा नियंत्रित होते हैं, जो नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या द्वारा निर्धारित होती है। नाभिक में रासायनिक गुणों पर न्यूट्रॉनों की संख्या का प्रभाव बहुत कम होता है। अतः रासायनिक अभिक्रियाओं में सभी समस्थानिक एक सा व्यवहार दर्शाते हैं।

उदाहरण 2.1

${}^{80}_{35}Br$ में प्रोटॉनों, न्यूट्रॉनों तथा इलेक्ट्रॉनों की संख्या का परिकलन कीजिए।

हल

यहाँ ${}^{80}_{35}Br$, Z = 35, A = 80, स्पीशीज़ उदासीन हैं।
प्रोटॉनों की संख्या = इलेक्ट्रॉनों की संख्या = Z = 35
न्यूट्रॉनों की संख्या = 80 – 35 = 45 (समीकरण 2.4)

उदाहरण 2.2

किसी स्पीशीज़ में इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉनों की संख्या क्रमशः 18, 16 तथा 16 है। इसका प्रयुक्त प्रतीक लिखिए।

हल

परमाणु संख्या-प्रोटॉनों की संख्या = 16
यह तत्त्व सल्फर (S) है।

परमाणु द्रव्यमान संख्या = प्रोटॉनों की संख्या

+ न्यूट्रॉनों की संख्या

= 16 + 16 = 32

यह स्पीशीज़ उदासीन नहीं है, क्योंकि प्रोटॉनों की संख्या इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर नहीं है। यह एक ऋणायन (ऋणावेशित) है, जिसका आवेश इलेक्ट्रॉनों के आधिक्य के बराबर है = (18 – 16 = 2) इसका प्रतीक ${}^{32}_{16}S^{2-}$ है।

नोट : ${}^{A}_{Z}X$ संकेत का प्रयोग करने से पहले यह पता कर लें कि ये स्पीशीज़ उदासीन परमाणु हैं अथवा धनायन या ऋणायन हैं। यदि यह उदासीन परमाणु है, तो समीकरण (2.3) मान्य है, जिसमें

प्रोटॉनों की संख्या = इलेक्ट्रॉनों की संख्या = परमाणु संख्या होती है। यदि स्पीशीज़ एक आयन है, तो यह निर्धारित कीजिए कि प्रोटॉनों की संख्या इलेक्ट्रॉनों की संख्या से अधिक है तो केटायन (धनायन) और कम है, तो ऐनायन (ऋणायन) होगा। न्यूट्रॉनों की संख्या हमेशा A – Z से दी जाती है, चाहे स्पीशीज़ उदासीन हो अथवा आयन हो।

2.2.5 रदरफोर्ड मॉडल के दोष

रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल सौरमंडल का एक छोटा रूप था, जिसमें नाभिक को भारी सूर्य की तरह और इलेक्ट्रॉनों को हल्के ग्रहों की तरह सोचा गया था तथा यह माना गया था कि इलेक्ट्रॉन और नाभिक के बीच कूलॉम बल (kq_1q_2/r^2) होता है, जहाँ q_1 और q_2 आवेश, r उन आवेशों के मध्य की दूरी और k आनुपातिकता स्थिरांक है। कूलॉम बल गणितीय रूप में गुरुत्वाकर्षण बल $\left(G.\dfrac{m_1m_2}{r^2}\right)$ के समान होता है, जहाँ m_1 और m_2 द्रव्यमान, r उन द्रव्यमानों के बीच की दूरी और G गुरुत्वाकर्षण स्थिरांक होता है। जब सौरमंडल पर चिरसम्मत यांत्रिकी* को लागू किया जाता है तो पता चलता है कि ग्रह सूर्य के चारों ओर निश्चित कक्षाओं में घूमते हैं। इस सिद्धांत से ग्रहों की कक्षाओं के बारे में सही-सही गणना की जा सकती है, जो प्रायोगिक मापन से मेल खाती है। सौरमंडल और नाभिकीय मॉडल में समानता से यह पता चलता है कि इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित कक्षाओं में गति करते हैं, परंतु जब कोई पिंड किसी कक्षा में गति करता है, तो इसमें त्वरण (acceleration) होना चाहिए (यदि पिंड स्थिर वेग से किसी कक्षा में गति कर रहा हो, तो भी दिशा परिवर्तन के कारण उसमें त्वरण होना चाहिए)। अतः नाभिकीय मॉडल में कक्षाओं में घूमते ग्रहों की तरह इलेक्ट्रॉन का भी त्वरण होना चाहिए। मैक्सवेल के विद्युत् चुंबकीय सिद्धांत के अनुसार, त्वरित आवेशित कणों को विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का उत्सर्जन करना चाहिए (ग्रहों के साथ ऐसा इसलिए नहीं होता है, क्योंकि वे आवेशित नहीं होते हैं)। इसलिए किसी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन से विकिरण उत्सर्जित होगा। इस विकिरण के लिए ऊर्जा इलेक्ट्रॉनिक गति से प्राप्त होगी। इस प्रकार कक्षा (orbit) छोटी होती जाएगी। गणनाओं से यह पता चलता है कि इलेक्ट्रॉन को सर्पिल (spiral) करते हुए नाभिक में पहुँचने में $10^{-8}s$ लगेंगे, किंतु वास्तव में ऐसा नहीं होता है। इस प्रकार यदि इलेक्ट्रॉन की गति का चिरसम्मत यांत्रिकी तथा विद्युत्-चुंबकीय सिद्धांत के अनुसार वर्णन किया जाए, तो रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल किसी परमाणु के स्थायित्व की व्याख्या नहीं कर पाता है। आप यह पूछ सकते हैं कि यदि कक्षाओं में इलेक्ट्रॉनों की गति से परमाणु अस्थायी हो जाता है, तो क्यों नहीं हम इलेक्ट्रॉनों को नाभिक के चारों ओर स्थिर मान लेते हैं? यदि इलेक्ट्रॉनों को स्थिर माना जाता है, तो अत्यधिक घनत्व वाले नाभिक और इलेक्ट्रॉनों के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण इन इलेक्ट्रॉनों को नाभिक की ओर खींच लेगा, जिससे थॉमसन परमाणु मॉडल का एक लघु रूप प्राप्त होगा।

रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल का एक दूसरा गंभीर दोष यह है कि यह परमाणुओं की इलेक्ट्रॉनिक संरचना के बारे में कुछ भी वर्णन नहीं करता है, अर्थात् इससे यह पता नहीं चलता है कि ये इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर किस प्रकार विद्यमान हैं और इनकी ऊर्जा क्या है?

2.3 बोर के परमाणु मॉडल के विकास की पृष्ठभूमि

ऐतिहासिक रूप में द्रव्य के साथ विकिरण की अन्योन्य क्रियाओं के अध्ययन से प्राप्त परिणामों से परमाणुओं एवं अणुओं की संरचना के संबंध में अत्यधिक सूचना प्राप्त हुई। नील बोर ने इन परिणामों का उपयोग करके रदरफोर्ड द्वारा प्रतिपादित मॉडल में सुधार किया। बोर के परमाणु मॉडल के विकास में दो बिंदुओं की अहम भूमिका रही है।

(i) विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का द्वैत व्यवहार होना, जिसका

*चिरसम्मत यांत्रिकी सैद्धांतिक विज्ञान है, जो न्यूटन के 'गति के नियमों' पर आधारित है। यह स्थूल वस्तुओं के 'गति के नियमों' को समझाती है।

अर्थ यह है कि विकिरण तरंग तथा कण दोनों के गुण प्रदर्शित करते हैं।

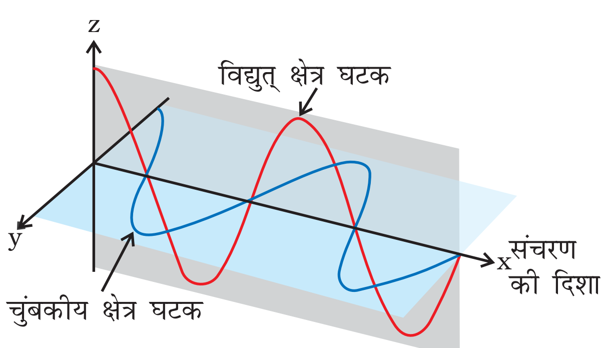
(ii) परमाणु स्पेक्ट्रम से संबंधित प्रायोगिक परिणाम, जिनकी व्याख्या यह मान लेने से की जा सकी कि परमाणुओं में इलेक्ट्रॉनिक ऊर्जा के स्तर क्वांटित होते हैं। (खंड 2.4)

2.3.1 विद्युत्-चुंबकीय विकिरण की तरंग प्रकृति

जेम्स मैक्सवेल (सन् 1870) ने सबसे पहले आवेशित पिंडों के बीच अन्योन्य क्रियाओं और स्थूल स्तर पर विद्युत् तथा चुंबकीय क्षेत्रों के व्यवहार की व्याख्या की। उसने यह सुझाव दिया कि विद्युत् आवेशित कणों को जब त्वरित किया जाता है, तो एकांतर विद्युत् एवं चुंबकीय क्षेत्र उत्पन्न होते हैं, जो विद्युत् एवं चुंबकीय क्षेत्र तरंगों (waves) के रूप में संचरित होते हैं, **जिन्हें विद्युत्-चुंबकीय तरंग अथवा विद्युत्-चुंबकीय विकिरण** कहते हैं।

प्रकाश विकिरण का एक रूप है, जिसकी जानकारी वर्षो पूर्व से है और पुरातन काल से इसकी प्रकृति के बारे में समझने की कोशिश की गई है। पूर्व में (न्यूटन) प्रकाश को कणों (कणिकाएँ, corpuscles) का बना हुआ माना जाता था। केवल 19वीं शताब्दी में प्रकाश की तरंग-प्रकृति प्रतिपादित हुई।

पहली बार मैक्सवेल ने बताया कि प्रकाश तरंगें दोलायमान विद्युत् तथा चुंबकीय व्यवहार से संबंधित होती हैं (चित्र 2.6), यद्यपि वैद्युत-चुंबकीय तरंग की गति की प्रकृति जटिल होती है, लेकिन हम यहाँ कुछ सामान्य गुणों पर विचार करेंगे।



चित्र 2.6 *विद्युत्-चुंबकीय तरंग के विद्युत् तथा चुंबकीय क्षेत्र घटक। ये घटक समान तरंग-दैर्घ्य, आवृत्ति, गति तथा आयाम वाले होते हैं, किंतु वे एक दूसरे के लंबवत तलों में कंपन करते हैं।*

(i) दोलायमान आवेशित कणों द्वारा उत्पन्न विद्युत् तथा चुंबकीय क्षेत्र एक दूसरे के लंबवत होते हैं। ये दोनों तरंग के संचरण की दिशा के भी लंबवत् होते हैं। विद्युत्-चुंबकीय तरंग का एक सरल रूप चित्र 2.6 में दिखाया गया।

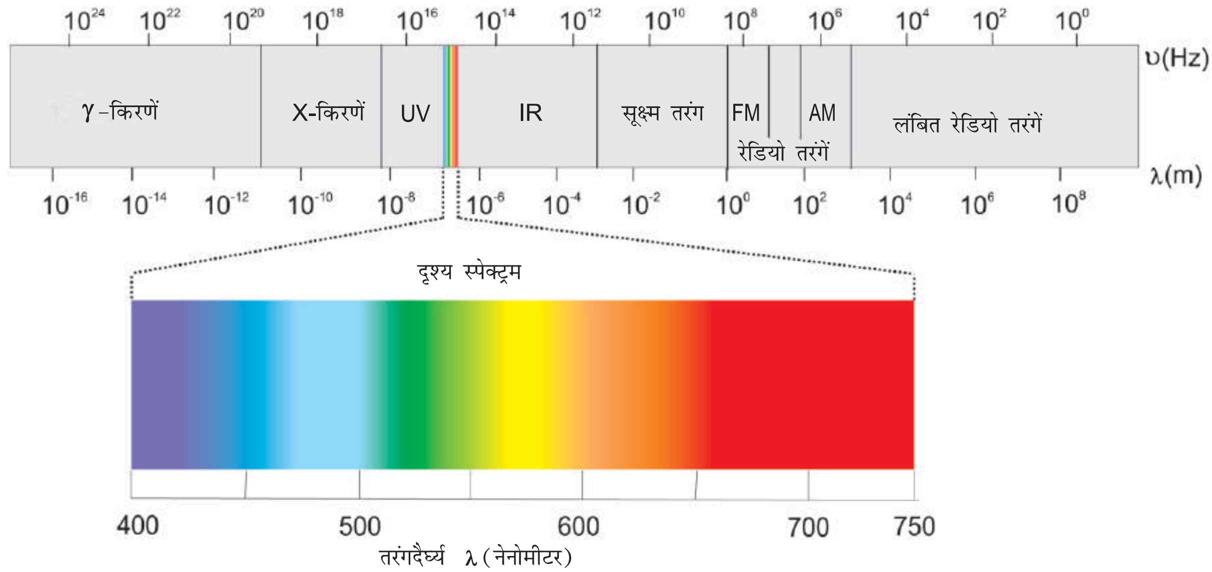
(ii) ध्वनि अथवा जल-तरंगों के विपरीत विद्युत्-चुंबकीय तरंगों को किसी माधयम की आवश्यकता नहीं होती और ये निर्वात में गति कर सकती हैं।

(iii) अब यह तथ्य अच्छी तरह स्थापित हो चुका है कि विद्युत्-चुंबकीय विकिरण कई प्रकार की होती हैं, जिनकी तरंग-दैर्घ्य या आवृत्ति एक दूसरे से भिन्न होती है। ये एक साथ मिलकर विद्युत्-चुंबकीय स्पेक्ट्रम बनाती हैं (चित्र 2.7)। स्पेक्ट्रम के भिन्न-भिन्न क्षेत्रों के भिन्न-भिन्न नाम हैं। कुछ उदाहरण हैं: रेडियो-आवृत्ति (radiofrequency) क्षेत्र, (10^6 Hz के लगभग), जिसका उपयोग प्रसारण में किया जाता है; सूक्ष्म तरंग (microwave) क्षेत्र, 10^2 Hz के लगभग), जिसका उपयोग रडार में किया जाता है; अवरक्त (infrared) क्षेत्र, (10^{13}Hz के लगभग), जिसका उपयोग गरम करने में होता है तथा पराबैंगनी (ultraviolet) क्षेत्र, 10^{16} Hz के लगभग, जो सूर्य की विकिरण का एक भाग होता है। लगभग 10^{15} Hz के थोड़े से क्षेत्र को साधारणतया दृश्य (visible) प्रकाश कहते हैं। केवल यही वह क्षेत्र है, जिसे हमारी आँखें देख (संसूचित कर) सकती हैं, अदृश्य क्षेत्रों को पहचानने के लिए विशेष प्रकार के यंत्रों की आवश्यकता होती है।

(iv) विद्युत्-चुंबकीय विकिरण को दर्शाने के लिए विभिन्न प्रकार के मात्रकों का उपयोग किया जाता है। इन विकिरणों को आवृत्ति (ν) तथा तरंग-दैर्घ्य (λ) द्वारा चारित्रित किया जाता है। आवृत्ति (ν) का SI मात्रक हेनरिक हट्र्स के नाम पर हट्र्स है (Hz,s^{-1})। इसको तरंगों की उस संख्या के रूप में परिभाषित किया जाता है, जो किसी बिंदु से प्रति सेकंड गुजरती है।

तरंग-दैर्घ्य के मात्रक लंबाई के मात्रक होने चाहिए। सामान्यत: इसकी माप मीटर (m) में होती है। चूँकि विद्युत्-चुंबकीय विकिरण में छोटी तरंग-दैर्घ्य की तरंगें होती हैं। इसके लिए छोटे मात्रकों की आवश्यकता होती है अत: चित्र 2.7 में विभिन्न तरंग-दैर्घ्यों अथवा आवृत्तियों वाली भिन्न-भिन्न प्रकार की विद्युत्-चुंबकीय विकिरणों को दिखाया गया है।

निर्वात में सभी प्रकार के विद्युत्-चुंबकीय विकिरण, चाहे उनकी तरंग-दैर्घ्य कुछ भी हो, एक समान गति, अर्थात् 3.0×10^8 m s^{-1} (2.997925×10^8 m s^{-1}) से चलते हैं।



चित्र 2.7 (क) *विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का स्पेक्ट्रम (ख) दृश्य स्पेक्ट्रम। पूरे स्पेक्ट्रम का एक छोटा सा भाग दृश्यक्षेत्र होता है*

इस गति को **प्रकाश की गति** (speed of light) कहते हैं और c चिह्न से दर्शाते हैं। आवृत्ति (ν) तरंग-दैर्घ्य (λ) तथा प्रकाश के वेग (c) को निम्नलिखित समीकरण (2.5) द्वारा संबंधित करते हैं-

$$c = \nu\lambda \qquad (2.5)$$

तरंगों को बताने के लिए एक दूसरी राशि, तरंग-संख्या ($\bar{\nu}$) का उपयोग किया जाता है। प्रति इकाई लंबाई में, तरंग-दैर्घ्य की संख्या को **तरंग-संख्या** (wave number) कहते हैं। इसका मात्रक तरंग-दैर्घ्य के मात्रक का व्युत्क्रम अर्थात् m^{-1} होता है, लेकिन सामान्यत: प्रयोग होने वाला मात्रक cm^{-1} (SI मात्रक नहीं) है।

उदाहरण 2.3

ऑल इंडिया रेडियो (दिल्ली) का विविध भारती स्टेशन 1,368 KHz (किलो हट्र्ज) की आवृत्ति पर प्रसारण करता है। संचारक (transmitter) द्वारा उत्सर्जित विद्युत्-चुंबकीय विकिरण की तरंग-दैर्घ्य ज्ञात कीजिए। यह विद्युत्-चुंबकीय स्पेक्ट्रम के किस क्षेत्र से संबंधित है?

हल

तरंग-दैर्घ्य, $\lambda = \frac{c}{\upsilon}$

जहाँ c निर्वात् में विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का वेग और υ आवृत्ति है। दिए गए मानों को प्रतिस्थापित करने पर

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

$$= \frac{3.00 \times 10^8 \text{m s}^{-1}}{1368\text{kHz}}$$

$$= \frac{3.00 \times 10^8 \text{m s}^{-1}}{1368 \times 10^3 \text{s}^{-1}}$$

$$= 219.3\text{m}$$

यह रेडियो तरंग की अभिलाक्षणिक तरंग-दैर्घ्य है।

उदाहरण 2.4

दृश्य स्पेक्ट्रम के तरंग-दैर्घ्य का परास बैगनी (400 nm) से लाल (750 nm) तक है। इन तरंग-दैर्घ्यों को आवृत्तियों (Hz) में प्रकट कीजिए (1nm = 10^{-9} m)।

हल

समीकरण 2.5 के अनुसार, बैगनी प्रकाश की आवृत्ति

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{m s}^{-1}}{400 \times 10^{-9} \text{m}}$$

$$= 7.50 \times 10^{14} \text{Hz}$$

लाल प्रकाश की आवृत्ति

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ms}^{-1}}{750 \times 10^{-9} \text{m}} = 4.00 \times 10^{14} \text{Hz}$$

दृश्य स्पेक्ट्रम का परास आवृत्ति के रूप में 4.0×10^{14} से 7.0×10^{14} Hz तक है।

उदाहरण 2.5

5800 A° तरंग-दैर्घ्य वाले पीले विकिरण की (क) तरंग-संख्या और (ख) आवृत्ति की गणना कीजिए।

हल

(क) तरंग-संख्या ($\bar{\nu}$) की गणना

$$\lambda = 5800 \text{Å} = 5800 \times 10^{-8}\ \text{cm}$$
$$= 5800 \times 10^{-10}\ \text{m}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{5800 \times 10^{-10}\ \text{m}}$$
$$= 1.724 \times 10^{6}\ \text{m}^{-1}$$
$$= 1.724 \times 10^{4}\ \text{cm}^{-1}$$

(ख) आवृत्ति (ν) की गणना

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8}\ \text{ms}^{-1}}{5800 \times 10^{-10}\ \text{m}} = 5.172 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

2.3.2 विद्युत्-चुबकीय विकिरण की कणीय प्रकृति : प्लांक का क्वांटम सिद्धांत

विवर्तन* (diffraction) तथा व्यतिकरण ** (interference) जैसी कुछ प्रायोगिक परिघटनाओं को विद्युत्-चुंबकीय विकिरण की तरंग प्रकृति द्वारा समझाया जा सकता है, लेकिन कुछ प्रेक्षणों को 19वीं शताब्दी के भौतिक विज्ञान (जो 'पारंपरिक भौतिकी' कहलाती है) के विद्युत्-चुंबकीय सिद्धांत की सहायता से भी वर्णित नहीं किया जा सकता है।

ये प्रेक्षण निम्नलिखित हैं—

(i) गरम पिंड से विकिरण का उत्सर्जन (कृष्णिका विकिरण black body radiation);

(ii) धातु की सतह से विकिरण के टकराने पर इलेक्ट्रॉनों का निष्कासन (प्रकाश-विद्युत् प्रभाव);

(iii) ठोसों में तापमान के फलन के रूप में ऊष्माधारिता का परिवर्तन;

(iv) विशेषकर हाइड्रोजन के संदर्भ में परमाणुओं में देखे गए रेखा स्पेक्ट्रम।

यह ध्यान देने वाली बात है कि सन् 1900 में मैक्स प्लांक द्वारा सबसे पहले कृष्णिका विकरण की कोई ठोस व्याख्या की गई। यह निम्नलिखित है—

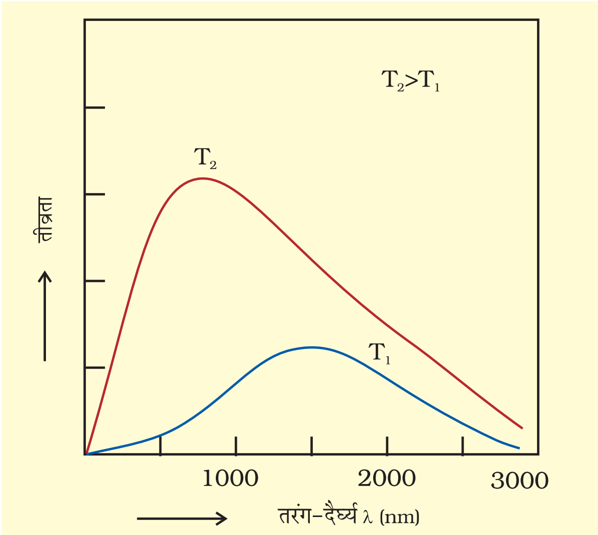
जब किसी ठोस पदार्थ को गरम किया जाता है, तब उससे विस्तृत परास वाले तरंग-दैर्घ्यों के विकिरण उत्सर्जित होते हैं। उदाहरण के लिए जब किसी लोहे की छड़ को भट्ठी में गरम करते हैं, तब इसका रंग पहले हल्का लाल होता है। जैसे-जैसे ताप बढ़ता जाता है, वैसे-वैसे वह अधिक लाल होता जाता है। जब इसे और गरम किया जाता है, तब इससे निकलने वाली विकिरण का रंग सफेद हो जाता है और जब ताप बहुत अधिक होता है, तब यह नीला हो जाता है। इसका अर्थ है कि ताप में वृद्धि के साथ-साथ उत्सर्जित विकिरण की आवृत्ति निम्न से उच्च होती जाती है। विद्युत्- चुंबकीय स्पेक्ट्रम में लाल रंग कम आवृत्ति वाले और नीला रंग अधिक आवृत्ति वाले क्षेत्र में होता है। एक ऐसा आदर्श पिंड जो हर प्रकार की आवृत्ति के विकिरणों को उत्सर्जित तथा अवशोषित करता है, कृष्णिका (black body) तथा इस पिंड से उत्सर्जित विकिरण को **कृष्णिका विकिरण** कहते हैं। कृष्णिका से उत्सर्जित विकिरण का यथार्थ (exact) आवृत्ति वितरण (आवृत्ति और तीव्रता के बीच विकिरण का आरेख) उसके ताप पर निर्भर करता है। दिए गए तापमान पर, उत्सर्जित विकिरण की तीव्रता तरंग-दैर्घ्य के कम होने के साथ बढ़ती है। यह एक तरंग-दैर्घ्य पर अधिकतम होती है, उसके बाद तरंग-दैर्घ्य के और कम होने पर वह घटनी शुरू होती है, जैसा चित्र 2.8 में दिखाया गया है।

प्रकाश के तरंग सिद्धांत के आधार पर उपरोक्त परिणामों की संतोषजनक व्याख्या नहीं की जा सकती। मैक्स प्लांक ने इसके लिए सुझाया कि परमाणु और अणु केवल विविक्त (discrete) मात्राओं में ऊर्जा उत्सर्जित (या अवशोषित) करते हैं, न कि अनवरत रूप में, जैसा पहले माना जाता था। विद्युत्-चुंबकीय विकिरण के रूप में ऊर्जा की जिस न्यूनतम मात्रा का उत्सर्जन (या अवशोषण) होता है, उसे प्लांक द्वारा **क्वांटम** (quantum) नाम दिया गया। विकिरण के एक क्वांटम की ऊर्जा (E) उसकी आवृत्ति (ν) के समानुपाती होती है। इसे समीकरण (2.6) द्वारा व्यक्त किया जाता है—

$$E = h\nu \qquad (2.6)$$

* किसी बाधा के आसपास तरंग के मुड़ने को **विवर्तन** कहते हैं।

** एक समान आवृत्ति वाली दो तरंगें मिलकर एक ऐसी तरंग देती हैं, जिसका त्रिविम में प्रत्येक बिंदु पर विक्षोभ, प्रत्येक तरंग के उस बिंदु पर विक्षोभ का बीजगणितीय या सदिश योग होता है। तरंगों का इस प्रकार का संयोजन **व्यतिकरण** कहलाता है।



***चित्र 2.8** तरंग-दैर्घ्य तीव्रता संबंध*

मैक्स प्लांक
(1858-1947)

मैक्स प्लांक एक जर्मन भौतिकी वैज्ञानिक थे। उन्होंने सन् 1879 में म्युनिख विश्वविद्यालय से सैद्धांतिक भौतिकी में पी.एच.डी. की उपाधि ग्रहण की। वे सन् 1888 में बर्लिन विश्वविद्यालय के इंस्टिच्यूट ऑफ थियोरेटिकल फिजिक्स (Institute of theoretical Physics) में निदेशक नियुक्त किए गए। उनके द्वारा दिए गए क्वांटम सिद्धांत के लिए उन्हें सन् 1918 में भौतिकी में नोबेल पुरस्कार से सम्मानित किया गया। उन्होंने ऊष्मा-गतिकी और भौतिकी के अन्य क्षेत्रों में भी महत्त्वपूर्ण योगदान दिया।

आनुपातिकता स्थिरांक, h, को **प्लांक स्थिरांक** कहा जाता है और उसका मान 6.626×10^{-34} Js होता है।

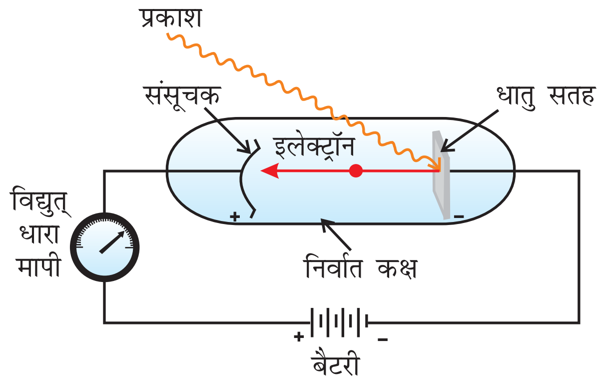
इस सिद्धांत के अनुसार, प्लांक कृष्णिका से विभिन्न तापों पर उत्सर्जित विकिरण के तीव्रता-वितरण की आवृत्ति अथवा तरंग-दैर्घ्य के फलन के रूप में व्याख्या कर सके।

प्रकाश-विद्युत् प्रभाव

सन् 1887 में एच. हर्ट्स ने एक बहुत ही दिलचस्प प्रयोग किया, जिसमें कुछ धातुओं (जैसे– पोटैशियम, रूबीडियम, सीजियम, इत्यादि) की सतह पर उपयुक्त आवृत्ति वाला प्रकाश डालने पर जैसा चित्र 2.9 में दिखाया गया है, इलेक्ट्रॉन निकलते हैं। इस परिघटना को **प्रकाश विद्युत् प्रभाव** कहते हैं। इस प्रयोग से प्राप्त परिणाम इस प्रकार हैं–

(i) धातु की सतह से प्रकाशपुंज के टकराते ही उस सतह से इलेक्ट्रॉन निकलते हैं, अर्थात् धातु की सतह से इलेक्ट्रॉन निष्कासन तथा सतह पर प्रकाशपुंज के टकराने के बीच कोई समय-अंतराल (time lag) नहीं होता।

(ii) निष्कासित इलेक्ट्रॉनों की संख्या प्रकाश की तीव्रता के समानुपाती होती है।

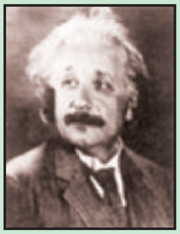


***चित्र 2.9** प्रकाश विद्युत्-प्रभाव के अध्ययन के लिए उपकरण। एक निर्वात् कक्ष में एक धातु की साफ सतह पर एक निश्चित आवृत्ति वाली प्रकाश की किरण टकराती है। धातु से इलेक्ट्रॉन निष्कासित होते हैं। ये एक संसूचक द्वारा गिने जाते हैं, जो उनकी गतिज ऊर्जा का मापन करता है*

(iii) प्रत्येक धातु के लिए एक अभिलाक्षणिक न्यूनतम आवृत्ति होती है, जिसे देहली आवृत्ति (threshold frequency) कहते हैं और जिससे कम आवृत्ति पर प्रकाश-विद्युत् प्रभाव प्रदर्शित नहीं होता है। $\nu > \nu_0$ आवृत्ति पर निष्कासित इलेक्ट्रॉनों की कुछ गतिज ऊर्जा होती है। गतिज ऊर्जा प्रयुक्त प्रकाश की आवृत्ति के बढ़ने के साथ बढ़ती है।

उपरोक्त सारे परिणामों की व्याख्या पारंपरिक भौतिकी के नियमों के आधार पर नहीं की जा सकी। उन नियमों के अनुसार, प्रकाश की किरण की ऊर्जा की मात्रा प्रकाश की तीव्रता पर निर्भर करती है। दूसरे शब्दों में, निष्कासित इलेक्ट्रॉनों की संख्या और उनसे संबंधित गतिज ऊर्जा की व्याख्या प्रकाश की तीव्रता से की जा सकती है। यद्यपि ऐसा देखा गया है कि निष्कासित इलेक्ट्रॉनों की संख्या प्रकाश की तीव्रता पर निर्भर करती है, लेकिन इन इलेक्ट्रॉनों की गतिज ऊर्जा तीव्रता पर निर्भर नहीं करती है। उदाहरण के लिए, पोटैशियम के टुकड़े पर यदि किसी भी तीव्रता का लाल रंग का प्रकाश [ν = (4.3 से 4.6) $\times 10^{14}$ Hz] कई घंटों तक डाला जाए, तो भी कोई प्रकाशिक इलेक्ट्रॉनों का निष्कासन नहीं होता है, परंतु जैसे ही पीले रंग का कम तीव्रता का प्रकाश ν = 5.1 से 5.2 $\times 10^{14}$ Hz पोटैशियम पर डाला जाता है, तो प्रकाश-विद्युत् प्रभाव दिखाई देता है। पोटैशियम धातु के लिए देहली आवृत्ति (ν_0) 5.0×10^{14} Hz है।

विद्युत्-चुंबकीय विकिरण के प्लांक के क्वांटम सिद्धांत का उपयोग करते हुए आइंस्टीन (1905) प्रकाश-विद्युत् प्रभाव को समझने में सफल हुए।



अल्बर्ट आइंस्टीन

(1879-1955)

जर्मनी में पैदा हुए अमेरिकी भौतिकी वैज्ञानिक अल्बर्ट आइंस्टीन विश्व के दो महान भौतिकी वैज्ञानिकों में से एक माने जाते हैं। (दूसरे वैज्ञानिक ईज़ाक न्यूटन थे)। सन् 1905 में, जब वे बर्ने में एक स्विस पेटेंट आफिस में तकनीकी सहायक थे, तब विशेष आपेक्षकीयता, ब्राउनी गति और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव पर छपे उनके तीन शोध-पत्रों ने भौतिकी के विकास को बहुत प्रभावित किया। उन्हें सन् 1921 में प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की व्याख्या के लिए भौतिकी में नोबेल पुरस्कार से सम्मानित किया गया।

धातु की सतह पर प्रकाश पुंज के टकराने को कणों (फोटॉनों) के पुंज का टकराना समझा जा सकता है। जब कोई पर्याप्त ऊर्जा वाला फोटॉन धातु के परमाणु के इलेक्ट्रॉन से टकराता है, तो वह इलेक्ट्रॉन को परमाणु से तुरंत बाहर निकाल देता है। फोटॉन की ऊर्जा जितनी अधिक होगी, उतनी ही ऊर्जा वह इलेक्ट्रॉन को देगा और निष्कासित इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा उतनी ही अधिक होगी। दूसरे शब्दों में, निष्कासित इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा विद्युत्-चुंबकीय विकिरण की आवृत्ति के समानुपाती होगी। चूँकि टकराने वाले फोटॉन की ऊर्जा $h\nu$ है और इलेक्ट्रॉन को निष्कासित करने के लिए आवश्यक न्यूनतम ऊर्जा $h\nu_0$ (जिसे **कार्यफलन**, W_0 भी कहते हैं) ऊर्जा में अंतर ($h\nu - h\nu_0$) फोटोइलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा में स्थानांतरित हो जाती है। ऊर्जा के संरक्षण (conservation of energy) के नियम का अनुसरण करते हुए निष्कासित इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा समीकरण 2.7 द्वारा दी जाती है।

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}m_e v^2 \qquad (2.7)$$

जहाँ m_e इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान है और v इसका वेग है। अंत में, अधिक तीव्रता वाले प्रकाश में फोटॉनों की संख्या अधिक होगी और परिणामस्वरूप निष्कासित इलेक्ट्रॉनों की संख्या भी उस प्रयोग की तुलना में अधिक होगी, जिसमें कम तीव्रता के प्रकाश का उपयोग किया गया है।

विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का द्वैत व्यवहार

प्रकाश की कण समान प्रकृति ने वैज्ञानिकों के सामने असमंजस की स्थिति पैदा कर दी। एक तरफ तो इसने कृष्णिका विकिरण और प्रकाश-विद्युत् प्रभाव की संतोषजनक व्याख्या की, परंतु दूसरी तरफ यह प्रकाश की तरंग जैसे व्यवहार, जिससे विवर्तन, व्यतिकरण आदि परिघटनाओं की व्याख्या की जा सकती थी, के साथ युक्तिसंगत नहीं था। इस दुविधा को हल करने का एक ही उपाय था कि यह मान लिया जाए कि प्रकाश के कण और तरंग दोनों जैसे गुण होते हैं– अर्थात् प्रकाश का द्वैत व्यवहार होता है। प्रयोगों के आधार पर हम पाते हैं कि प्रकाश तरंग या कण के समान व्यवहार करता है। जब द्रव्य के साथ विकिरण की अन्योन्य क्रिया होती है, तब यह कण जैसे गुण प्रदर्शित करता है। जब विकिरण का संचरण होता है, तब यह तरंग जैसे गुण (व्यतिकरण और विवर्तन) दर्शाता है। द्रव्य और विकिरण की प्रचलित धाराओं को देखते हुए यह संकल्पना एकदम नई थी। लोगों को इसे स्वीकार करने में काफी समय लगा। जैसा आप आगे देखेंगे, कुछ सूक्ष्म कण (जैसे–इलेक्ट्रॉन) भी तरंगकण वाला द्वैत व्यवहार प्रदर्शित करते हैं

उदाहरण 2.6

5×10^{14} Hz आवृत्ति वाले विकिरण के एक मोल फोटॉन की ऊर्जा की गणना कीजिए।

हल

एक फोटॉन की ऊर्जा (E) निम्नलिखित समीकरण द्वारा दी जाती है–

$E = h\nu$

$h = 6.626 \times 10^{-34}$ J s

$\nu = 5 \times 10^{14}$ s^{-1} (दिया गया)

$E = (6.626 \times 10^{-34}$ J s$) \times (5 \times 10^{14}$ s$^{-1})$

$= 3.313 \times 10^{-19}$ J

एक मोल फोटॉनों की ऊर्जा

सारणी 2.2 कुछ धातुओं के लिए कार्यफलन के मान

धातु	Li	Na	K	Mg	Cu	Ag
W_0 /eV	2.42	2.3	2.25	3.7	4.8	4.3

$= (3.313 \times 10^{-19}\ J) \times (6.022 \times 10^{23}\ mol^{-1})$
$= 199.51\ kJ\ mol^{-1}$

उदाहरण 2.7

100 वॉट का एक बल्ब 400 nm वाली तरंग-दैर्घ्य का एकवर्णी प्रकाश उत्सर्जित करता है। बल्ब द्वारा प्रति सेकंड उत्सर्जित फोटॉनों की संख्या की गणना कीजिए।

हल

बल्ब की विद्युत्-शक्ति = 100 वॉट = $100\ Js^{-1}$

एक फोटॉन की ऊर्जा = $E = h\nu = hc/\lambda$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34}\ J\ s \times 3 \times 10^{8}\ m\ s^{-1}}{400 \times 10^{-9} m}$$

$= 4.969 \times 10^{-19} J$

उत्सर्जित फोटॉनों की संख्या

$$\frac{100\ J\ s^{-1}}{4.969 \times 10^{-19} J} = 2.012 \times 10^{20} s^{-1}$$

उदाहरण 2.8

जब 300 nm तरंग-दैर्घ्य का विकिरण सोडियम धातु की सतह पर टकराता है, तो $1.68 \times 10^5 J\ mol^{-1}$ गतिज ऊर्जा वाले इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित होते हैं। सोडियम के इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के लिए कम से कम कितनी ऊर्जा आवश्यक होगी? किसी प्रकाशिक इलेक्ट्रॉन के उत्सर्जन के लिए अधिकतम तरंग-दैर्घ्य क्या होगी?

हल

300 nm फोटॉन की ऊर्जा (E) इस प्रकार दी जाती है–

$h\nu = hc / \lambda$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34}\ J\ s \times 3.0 \times 10^{8} m\ s^{-1}}{300 \times 10^{-9} m}$$

$= 6.626 \times 10^{-19} J$

एक मोल फोटॉनों की ऊर्जा

$= 6.626 \times 10^{-19} J \times 6.022 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

$= 3.99 \times 10^{5}\ J\ mol^{-1}$

सोडियम से एक मोल इलेक्ट्रॉनों के निष्कासन के लिए आवश्यक न्यूनतम ऊर्जा

$= (3.99 - 1.68)\ 10^{5}\ J\ mol^{-1}$

$= 2.31 \times 10^{5}\ J\ mol^{-1}$

एक इलेक्ट्रॉन के लिए आवश्यक न्यूनतम ऊर्जा

$$= \frac{2.31 \times 10^{5} J\ mol^{-1}}{6.022 \times 10^{23}\ electrons\ mol^{-1}}$$

$= 3.84 \times 10^{-19} J$

इसकी संगत तरंग-दैर्घ्य इस प्रकार होगी–

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

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} J\ s \times 3.0 \times 10^{8} m\ s^{-1}}{3.84 \times 10^{-19} J}$$

= 517nm (यह हरे रंग के प्रकाश से संबंधित है।)

उदाहरण 2.9

किसी धातु की देहली आवृत्ति ν_0, $7.0 \times 10^{14}\ s^{-1}$ है। यदि $\nu = 1.0 \times 10^{15}\ s^{-1}$ आवृत्ति वाला विकिरण धातु की सतह से टकराता है, तो उत्सर्जित इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा की गणना कीजिए।

हल

आइन्स्टीन के समीकरण के अनुसार गतिज ऊर्जा

$= \frac{1}{2} m_e v^2 = h(\nu - \nu_0)$

$= (6.626 \times 10^{-34}\ J\ s)$
$(1.0 \times 10^{15}\ s^{-1} - 7.0 \times 10^{14}\ s^{-1})$

$= (6.626 \times 10^{-34}\ J\ s)$
$(10.0 \times 10^{14}\ s^{-1} - 7.0 \times 10^{14}\ s^{-1})$

$= (6.626 \times 10^{-34}\ J\ s) \times (3.0 \times 10^{14}\ s^{-1})$

$= 1.988 \times 10^{-19}\ J$

2.3.3 क्वांटित* इलेक्ट्रॉनिक ऊर्जा स्तरों के लिए प्रमाण : परमाण्विक स्पेक्ट्रा

प्रकाश की गति उस माध्यम की प्रकृति पर निर्भर करती है जिससे यह गुजरती है। एक माध्यम से दूसरे तक जाने पर प्रकाश की किरण अपने मूल पथ से मुड़ जाती है अथवा अपवर्तित (refract) हो जाती है।

प्रिज़्म में से सफेद प्रकाश की किरण को गुजारने से यह देखा गया कि कम तरंग-दैर्घ्य की तरंग लंबी तरंग-दैर्घ्य की तरंग की तुलना में अधिक झुक जाती है, क्योंकि साधारण सफेद प्रकाश में दृश्य परास में सभी तरंग-दैर्घ्यों वाली तरंगें होती हैं। सफेद प्रकाश की किरण रंगीन पट्टियों की एक श्रृंखला

* किसी गुणधर्म के लिए विविक्त (discreat) मानों के प्रतिबंध को **क्वांटीकरण** कहते हैं।

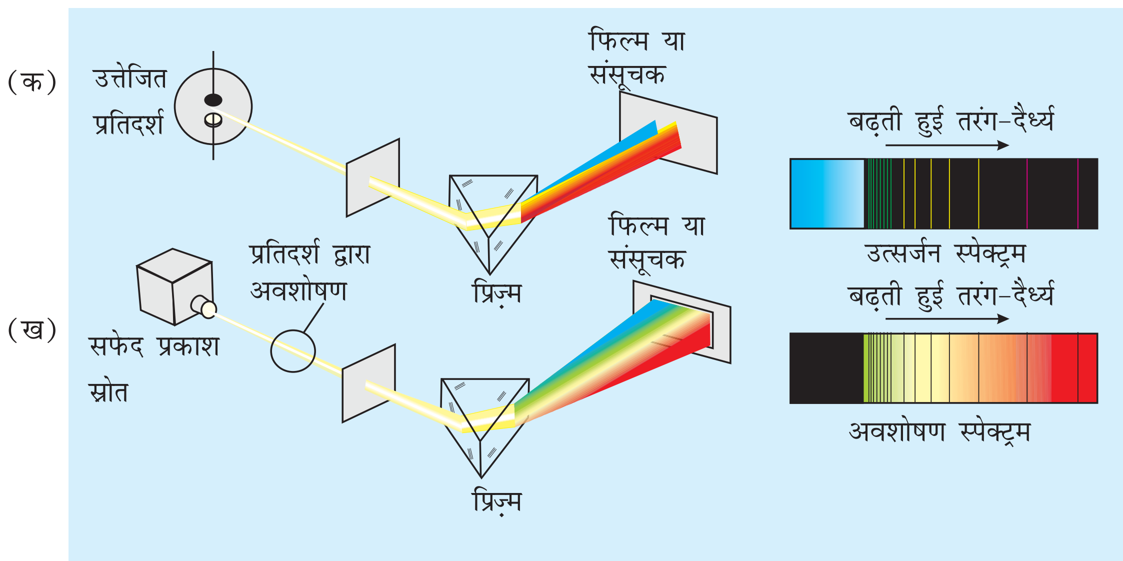
में फैल जाती है, जिसे **स्पेक्ट्रम** (spectrum) कहते हैं। लाल रंग, जिसकी तरंग-दैर्घ्य सबसे अधिक होती है, का विचलन सबसे कम और सबसे कम तरंग-दैर्घ्य वाले बैगनी रंग का विचलन सबसे अधिक होता है। सफेद रंग का प्रकाश, जो हमें दिखाई देता है, के स्पेक्ट्रम का परास 7.50×10^{14}Hz के बैगनी रंग से लेकर 4×10^{14}Hz के लाल रंग तक होता है। इस स्पेक्ट्रम को सतत स्पेक्ट्रम (continuous spectrum) कहते हैं– सतत इसलिए, क्योंकि बैगनी रंग नीले रंग में और नीला रंग हरे रंग में मिलता है। अन्य रंगों के साथ भी ऐसा ही होता है। जब आकाश में इंद्रधनुष बनता है, तब भी ऐसा ही स्पेक्ट्रम दिखाई देता है। याद रखिए कि दृश्य प्रकाश विद्युत्-चुंबकीय विकिरण का एक बहुत छोटा भाग होता है (चित्र 2.7)। जब विद्युत्-चुंबकीय विकिरण द्रव्य के साथ अन्योन्य क्रिया करता है, तो परमाणु और अणु इस ऊर्जा का अवशोषण कर सकते हैं एवं उच्च ऊर्जा स्तर पर पहुँच जाते हैं। उच्च ऊर्जा स्तर पर ये अस्थायी अवस्था में होते हैं। ये जब कम ऊर्जा वाली अधिक स्थायी तलस्थ अवस्था में लौटते हैं, तो वे विद्युत्-चुंबकीय स्पेक्ट्रम के विभिन्न क्षेत्रों में विकिरण उत्सर्जित करते हैं।

उत्सर्जन तथा अवशोषण स्पेक्ट्रा

किसी पदार्थ से ऊर्जा अवशोषण के बाद उत्सर्जित विकिरण का स्पेक्ट्रम 'उत्सर्जन स्पेक्ट्रा' कहलाता है। परमाणु अणु या आयन विकिरण के अवशोषण पर उत्तेजित हो जाते हैं। उत्सर्जन स्पेक्ट्रम प्राप्त करने के लिए किसी प्रतिदर्श को गरम करके अथवा विकिरणित करके ऊर्जा दी जाती है और जब प्रतिदर्श अवशोषित ऊर्जा को निष्कासित करता है, तो उत्सर्जित विकिरण की तरंग-दैर्घ्य (या आवृत्ति) को रिकॉर्ड कर लिया जाता है।

अवशोषण स्पेक्ट्रम उत्सर्जन स्पेक्ट्रम के फोटोग्राफीय निगेटिव की तरह होता है। जब एक सतत विकिरण को प्रतिदर्श पर डाला जाता है, तो वह विकिरण की कुछ तरंग-दैर्घ्य का अवशोषण कर लेता है। द्रव्य द्वारा अवशोषित विकिरण की संगत लुप्त तरंग-दैर्घ्य चमकीले सतत स्पेक्ट्रम में गहरे रंग की रेखाओं के रूप में प्रदर्शित होती है।

उत्सर्जन या अवशोषण स्पेक्ट्रम के अध्ययन को स्पेक्ट्रोमिती (spectroscopy) कहते हैं। जैसा ऊपर बताया गया है, दृश्य प्रकाश का स्पेक्ट्रम सतत होता है, क्योंकि उसमें दृश्य प्रकाश



चित्र 2.10 (क) परमाण्वीय उत्सर्जन : *हाइड्रोजन परमाणुओं (या किसी और तत्त्व) के उत्तेजित प्रतिदर्श द्वारा उत्सर्जित प्रकाश को एक प्रिज़्म से गुज़ारकर विविक्त तरंग-दैर्घ्यों की रेखाओं में पृथक किया जाता है। अत: उत्सर्जन स्पेक्ट्रम, जो पृथक तरंग-दैर्घ्यों का फोटोग्राफीय संसूचन होता है, को 'रेखा स्पेक्ट्रम' कहा जाता है। किसी निश्चित आकार के प्रतिदर्श में बहुत अधिक संख्या में परमाणु होते हैं। हालाँकि कोई एक परमाणु किसी एक समय पर एक ही उत्तेजित अवस्था में हो सकता है, किंतु परमाणुओं के समूह में सभी संभव उत्तेजित अवस्थाएं होती हैं, जब ये परमाणु निम्न ऊर्जा-स्तर पर जाते हैं, तो उत्सर्जित प्रकाश से स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है।* ***(ख) परमाण्वीय अवशोषण:*** *जब सफेद प्रकाश को अनुत्तेजित हाइड्रोजन परमाणु से किसी रेखाछिद्र (slit) और फिर प्रिज़्म से गुजारा जाता है, तो प्राप्त प्रकाश में कुछ तरंग-दैर्घ्यों (जो चित्र 2.10 क में उत्सर्जित हुई थीं) की तीव्रता का अभाव हो जाता है। यह संसूचित स्पेक्ट्रम भी एक रेखा स्पेक्ट्रम होता है और उत्सर्जन स्पेक्ट्रम का फोटोग्राफीय निगेटिव होता है*

की लाल से बैंगनी तक सभी तरंग-दैर्घ्य उपस्थित होती हैं। इसके विपरीत गैस अवस्था में परमाणुओं का उत्सर्जन स्पेक्ट्रम लाल से बैंगनी तरंग-दैर्घ्यों में सतत् रूप से प्रदर्शित नहीं करता है, परंतु उनसे केवल विशेष तरंग-दैर्घ्यों वाला प्रकाश उत्सर्जित होता है, जिनके बीच में काले स्थान रहते हैं। ऐसे स्पेक्ट्रम को **रेखा स्पेक्ट्रम** अथवा **परमाण्वीय स्पेक्ट्रम** कहते हैं, क्योंकि उत्सर्जित विकिरण स्पेक्ट्रम में चमकीली रेखाओं के रूप में प्रदर्शित होता है (चित्र 2.10)।

इलेक्ट्रॉनिक संरचना के अध्ययन में रेखा-उत्सर्जन स्पेक्ट्रम का विशेष महत्त्व होता है। प्रत्येक तत्त्व का अपना एक विशेष रेखा-उत्सर्जन स्पेक्ट्रम होता है। रासायनिक विश्लेषणों में परमाणु स्पेक्ट्रम की अभिलाक्षणिक रेखाएँ अज्ञात परमाणुओं को पहचानने के लिए उसी प्रकार उपयोग में लाई जाती हैं, जिस प्रकार अंगुलियों के निशान मनुष्यों को पहचानने के लिए उपयोग में लाए जाते हैं। ज्ञात तत्त्व के परमाणुओं के उत्सर्जन स्पेक्ट्रम की रेखाओं का यथार्थ मिलान अज्ञात प्रतिदर्श की रेखाओं से तत्त्वों को पहचानने के लिए रॉबर्ट बुन्सेन (1811-1899) ने सर्वप्रथम किया।

रूबीडियम (Rb), सीज़ियम (Cs), थैलियम (Tl), इंडियम (In), गैलियम (Ga), और स्कैंडियम (Sc) आदि तत्त्वों की खोज तब हुई थी, जब उनके खनिजों का स्पेक्ट्रमी विश्लेषण किया गया था। सूर्य में हीलियम (He) तत्त्व की उपस्थिति भी स्पेक्ट्रमी विधि द्वारा ज्ञात की गई थी।

हाइड्रोजन का रेखीय स्पेक्ट्रम

जब हाइड्रोजन गैस में विद्युत् विसर्जन प्रवाहित किया जाता है, तब H_2 अणु वियोजित होकर उच्च ऊर्जा वाले हाइड्रोजन परमाणु देते हैं, जो विविक्त आवृत्तियों वाला विद्युत्-चुंबकीय विकिरण उत्सर्जित करते हैं। हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में रेखाओं की कई श्रेणियाँ होती हैं, जिन्हें उनके आविष्कारकों के नाम से जाना जाता है। बामर ने सन् 1885 में प्रायोगिक प्रेक्षणों के आधार पर बताया कि यदि स्पेक्ट्रमी रेखाओं को तरंग-संख्या ($\bar{\nu}$) के रूप में में व्यक्त किया जाए, तो हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम की दृश्य-क्षेत्र की रेखाओं को निम्नलिखित सूत्र द्वारा दर्शाया जा सकता है–

$$\bar{\nu} = 109{,}677 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{cm}^{-1} \qquad (2.8)$$

जहाँ n एक पूर्णांक है, जिसका मान 3 या 3 से अधिक होता है, अर्थात् $n = 3, 4, 5 \ldots$ होता है।

इस सूत्र द्वारा वर्णित रेखाओं को 'बामर श्रेणी' (Balmer series) कहा जाता है। हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में केवल इसी श्रेणी की रेखाएँ विद्युत्-चुंबकीय स्पेक्ट्रम के दृश्य क्षेत्र में प्राप्त होती है। स्वीडन के एक स्पेक्ट्रमी वैज्ञानिक जोहान्स रिड्बर्ग ने बताया कि हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम की सभी श्रेणियों की रेखाए निम्नलिखित सूत्र द्वारा दर्शाई जा सकती है–

$$\bar{\nu} = 109{,}677 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \text{cm}^{-1} \qquad (2.9)$$

जहाँ n_1=1,2........है और $n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2$......

109,677 cm^{-1} के नाम को हाइड्रोजन का रिड्बर्ग स्थिरांक (Rydberg constant) कहते हैं n_1 = 1, 2, 3, 4 और 5 वाली रेखाओं की पाँच श्रेणियाँ क्रमशः लाइमैन (Lyman), बामर (Balmer), पाशन (Pashen), ब्रेकेट (Bracket) तथा फंड (Fund) श्रेणियाँ कहलाती हैं।

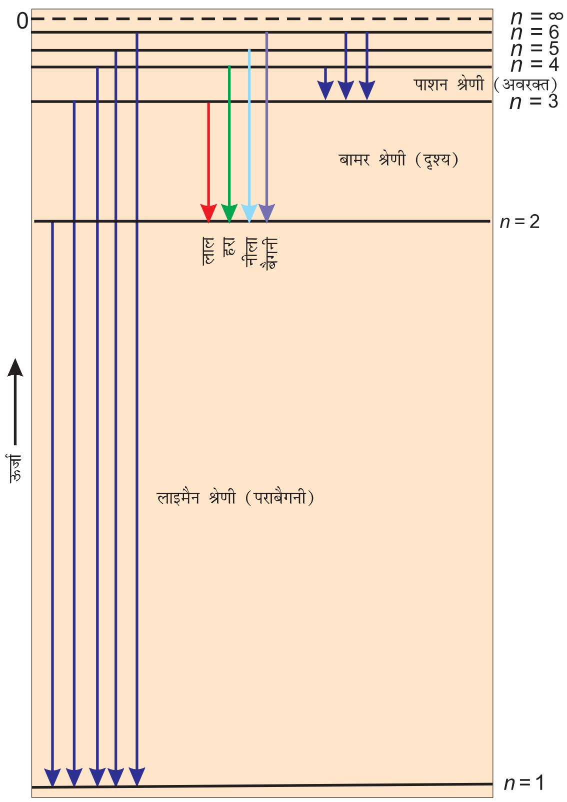
सारणी 2.3 में हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम की ये श्रेणियाँ दिखाई गई हैं। चित्र 2.11 में हाइड्रोजन परमाणु की लाइमैन, बामर और पाशन श्रेणियों के संक्रमणों को दिखाया गया है।

सारणी 2.3 परमाणु हाइड्रोजन की स्पेक्ट्रमी रेखाएँ

श्रेणी	n_1	n_2	स्पेक्ट्रमी क्षेत्र
लाइमैन	1	2,3....	पराबैंगनी
बामर	2	3,4....	दृश्य
पाशन	3	4,5....	अवरक्त
ब्रेकेट	4	5,6....	अवरक्त
फंड	5	6,7....	अवरक्त

हाइड्रोजन का रेखा स्पेक्ट्रम सभी तत्त्वों के रेखा स्पेक्ट्रम की तुलना में सबसे सरल होता है। भारी परमाणुओं का रेखा स्पेक्ट्रम अधिक जटिल होता है, परंतु सभी रेखा स्पेक्ट्रमों के कुछ लक्षण समान होते हैं। जैसे– (i) प्रत्येक तत्त्व का रेखा स्पेक्ट्रम विशेष प्रकार का होता है। (ii) प्रत्येक तत्त्व के रेखा स्पेक्ट्रम में नियमितता होती है।

अब यह प्रश्न उठता है कि एक जैसे इन लक्षणों का क्या कारण हो सकता है? क्या इनका संबंध इन तत्त्वों के परमाणुओं की इलेक्ट्रॉनिक संरचना से होता है? इस प्रकार के प्रश्नों के उत्तर जानना ज़रूरी है। हम आगे देखेंगे कि इन प्रश्नों के उत्तरों से हमें इन तत्त्वों के परमाणुओं की इलेक्ट्रॉनिक संरचना को समझने में सुविधा हुई।



चित्र 2.11 हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन के संक्रमण। (यहाँ संक्रमण की लाइमैन, बामर और पाशन श्रेणियाँ दिखाई गई हैं।

2.4 हाइड्रोजन परमाणु के लिए बोर मॉडल

हाइड्रोजन परमाणु की संरचना तथा इसके स्पेक्ट्रम के सामान्य लक्षणों की पहली मात्रात्मक व्याख्या नील्स बोर ने सन् 1913 में की। यद्यपि यह सिद्धांत आधुनिक क्वांटम यांत्रिकी नहीं था, तथापि परमाणु संरचना तथा स्पेक्ट्रा में कई बातों को तर्कसंगत

नील बोर
(1885–1962)

डेनिश भौतिकी वैज्ञानिक नील बोर ने सन् 1911 में कोपेनहेगेन विश्वविद्यालय से पीएच.डी. की उपाधि ग्रहण की। उसके बाद उन्होंने जे.जे टॉमसन और अर्नेस्ट रदरफोर्ड के साथ एक वर्ष बिताया। सन् 1913 में वे कोपेनहेगेन लौटे, जहाँ वे जीवनपर्यंत रहे। यहाँ 1920 में इंस्टिच्यूट ऑफ थियोरेटिकल फिज़िक्स के निदेशक बने। प्रथम विश्वयुद्ध के बाद बोर ने परमाणु ऊर्जा के शांतिपूर्ण उपयोगों के लिए उत्साहपूर्वक कार्य किया। उन्हें सन् 1957 में 'Atoms for Peace' सम्मान प्राप्त हुआ। सन् 1922 में बोर को भौतिकी में नोबेल पुरस्कार से सम्मानित किया गया।

रूप से समझाने में इसका उपयोग किया जा सकता है। बोर का मॉडल निम्नलिखित अभिगृहीतों पर आधारित है–

(i) हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन, नाभिक के चारों तरफ निश्चित त्रिज्या और ऊर्जा वाले वृत्ताकार पथों में घूम सकता है। इन वृत्ताकार पथों को हम कक्षा या स्थायी अवस्था या अनुमत ऊर्जा स्तर कहते हैं। ये कक्षाएँ नाभिक के चारों ओर संकेंद्रीय रूप में व्यवस्थित होती हैं।

(ii) कक्षा में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा समय के साथ नहीं परिवर्तित होती है, तथापि कोई इलेक्ट्रॉन निम्न स्थायी स्तर से उच्च स्थायी स्तर पर तब जाएगा, जब वह आवश्यक ऊर्जा का अवशोषण करेगा अथवा इलेक्ट्रॉन के उच्च स्थायी स्तर से निम्न स्तर पर आने के बाद ऊर्जा का उत्सर्जन होगा (समीकरण 2.16)। ऊर्जा-परिवर्तन सतत् तरीके से नहीं होता है।

कोणीय संवेग

जिस प्रकार द्रव्यमान (m) और रैखिक वेग (v) का गुणनफल रैखिक संवेग होता है, उसी प्रकार कोणीय संवेग (angular momentum) जड़त्व आघूर्ण (I) ओर कोणीय वेग (ω) का गुणनफल होता है। m_e द्रव्यमान वाले इलेक्ट्रॉन के लिए, जो नाभिक के चारों ओर (r) त्रिज्या की वृत्ताकार कक्षा में घूम रहा है।

कोणीय संवेग $= I \times \omega$

क्योंकि $I = m_e r^2$ और $\omega = v/r$ जहाँ v रैखिक वेग है

अतः कोणीय संवेग $= m_e r^2 \times v/r = m_e vr$

(iii) ΔE के अंतर वाली दो स्थायी अवस्थाओं के संक्रमण के समय अवशोषित अथवा उत्सर्जित विकिरण को निम्नलिखित रूप में दिया जा सकता है–

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} \qquad (2.10)$$

जहाँ E_1 तथा E_2 क्रमशः निम्न और उच्च अनुमत ऊर्जा अवस्थाएँ हैं। इस समीकरण को **बोर का आवृत्ति का नियम** कहा जाता है।

(iv) एक इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग दी हुई स्थायी अवस्था में इस समीकरण के द्वारा दर्शाया जा सकता है–

$$m_e vr = \frac{nh}{2\pi} \quad n = 1,2,3..... \qquad (2.11)$$

अतः एक इलेक्ट्रॉन केवल उन्हीं कक्षों में घूम सकता है, जिनमें कोणीय संवेग का मान $h/2\pi$ का पूर्णांक गुणक होगा। यही कारण है कि कुछ निश्चित कक्ष ही अनुमत होते हैं। बोर

की स्थायी अवस्थाओं की ऊर्जाओं के विचलन के विषय में दी गई विस्तृत जानकारी काफी जटिल है। अत: उसे आगे की कक्षाओं में समझाया जाएगा। बोर सिद्धांत के अनुसार हाइड्रोजन परमाणु के लिए–

(क) इलेक्ट्रॉन के लिए स्थायी अवस्थाओं को $n = 1,2,3...$ के द्वारा व्यक्त किया गया है। इन पूर्णांकों को **मुख्य क्वांटम संख्या** (principal quantum number) कहा जाता है (खंड 2.6.2)।

(ख) स्थायी अवस्थाओं की त्रिज्याओं को निम्नलिखित रूप में प्रदर्शित किया जाता है–

$$r_n = n^2 a_0 \qquad (2.12)$$

जहाँ $a_0 = 52.9$ pm इस प्रकार पहली स्थायी अवस्था, जिसे 'बोर कक्षा' कहा जाता है, की त्रिज्या 52.9 pm होती है। साधारणतया हाइड्रोजन परमाणु में इलेक्ट्रॉन इसी कक्षा ($n = 1$) में पाया जाता है। n के बढ़ने के साथ r का मान बढ़ता है। दूसरे शब्दों में, इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर उपस्थित होता है।

(ग) इलेक्ट्रॉन से संबंधित सबसे महत्त्वपूर्ण गुण स्थायी अवस्था की ऊर्जा है। इसे निम्नलिखित सूत्र द्वारा दिया जाता है–

$$E_n = -R_H\left(\frac{1}{n^2}\right) \qquad \text{जहाँ } n = 1,2,3.... \qquad (2.13)$$

जहाँ R_H को रिड़बर्ग स्थिरांक, (Rydberg constant) कहते हैं। इसका मान 2.18×10^{-18}J होता है। निम्नतम अवस्था, जिसे 'तलस्थ अवस्था' (ground state) भी कहते हैं, की ऊर्जा $E_1 = -2.18 \times 10^{-18} (\frac{1}{1^2}) = -2.18 \times 10^{-18}$J है। $n = 2$ वाली स्थायी अवस्था के लिए ऊर्जा $E_2 = -2.18 \times 10^{-18}$J $(\frac{1}{2^2}) = -0.545 \times 10^{-18}$J. होगी। चित्र 2.11 में हाइड्रोजन परमाणु की विभिन्न स्थायी अवस्थाओं में ऊर्जा-स्तरों की ऊर्जाओं को दिखाया गया है। इसको 'ऊर्जा स्तर आरेख' कहा जाता है।

जब इलेक्ट्रॉन नाभिक के प्रभाव से मुक्त होता है, तब ऊर्जा का मान शून्य लिया जाता है। ऐसी स्थिति में इलेक्ट्रॉन मुख्य संख्या $n = \infty$ की स्थायी अवस्था से संबंधित होता है तथा **आयनित हाइड्रोजन परमाणु** कहलाता है। जब इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा आकर्षित होता है तथा कक्षा में उपस्थित होता है, तब ऊर्जा का उत्सर्जन होता है और इसकी ऊर्जा निम्न हो जाती है। समीकरण (2.13) में ऋण चिह्न इसी कारण होता है और इसकी शून्य ऊर्जा की संदर्भ अवस्था तथा $n = \infty$ के संबंध में इसके स्थायित्व को दर्शाता है।

हाइड्रोजन परमाणु के लिए ऋणात्मक इलेक्ट्रॉनिक ऊर्जा (E_n) का क्या अर्थ है?

हाइड्रोजन परमाणु में हर संभव कक्षा में इलेक्ट्रॉन के मान में ऋण चिह्न होता है (समीकरण 2.13)। यह ऋण चिह्न क्या दर्शाता है? इस ऋण चिह्न का अर्थ यह है कि परमाणु में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा स्थिर अवस्था में स्वतंत्र इलेक्ट्रॉन से कम है। स्थिर (rest) अवस्था में स्वतंत्र इलेक्ट्रॉन वह इलेक्ट्रॉन होता है, जो नाभिक से अनंत दूरी पर हो। इसकी ऊर्जा को शून्य मान लिया जाता है। गणित में इसका अर्थ यह है कि समीकरण (2.13) में $n = \infty$ रखा जाए, जिससे $E_\infty = 0$ प्राप्त होता है। जैसे ही इलेक्ट्रॉन नाभिक के पास आता है (जैसे– n घटता है), वैसे ही E_n का निरपेक्ष मान बढ़ता जाता है और यह अधिक ऋणात्मक होता जाता है। जब $n = 1$ हो, तब ऊर्जा का मान सबसे अधिक ऋणात्मक होता है और यह कक्षा सबसे अधिक स्थायी होती है। हम इसे 'तलस्थ अवस्था' कहते हैं।

(घ) हाइड्रोजन परमाणु में उपस्थित एक इलेक्ट्रॉन के समान, उन आयनों, जिनमें केवल एक इलेक्ट्रॉन होता है, पर भी बोर के सिद्धांत को लागू किया जा सकता है। उदाहरणार्थ– He^+ Li^{2+}, Be^{3+} इत्यादि। इस प्रकार के आयनों (हाइड्रोजन के समान स्पीशीज़ कहलाते हैं) से संबंधित स्थानीय अवस्थाओं की ऊर्जाएँ निम्नलिखित समीकरण द्वारा दी जा सकती हैं :

$$E_n = -2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{Z^2}{n^2}\right)\text{J} \qquad (2.14)$$

त्रिज्या को निम्नलिखित समीकरण द्वारा दिया जाता है–

$$r_n = \frac{52.9(n^2)}{Z}\text{pm} \qquad (2.15)$$

जहाँ Z परमाणु संख्या है। हीलियम और लीथियम परमाणुओं के लिए इसका मान क्रमश: 2 और 3 है। उपरोक्त समीकरणों से यह विदित है कि Z के बढ़ने के साथ ऊर्जा का मान अधिक ऋणात्मक हो जाता है तथा त्रिज्या कम हो जाती है। इसका अर्थ यह है कि इलेक्ट्रॉन नाभिक से दृढ़तापूर्वक बँधा होता है।

(ङ) इन कक्षाओं में गति करते हुए इलेक्ट्रॉनों के वेगों की गणना करना भी संभव है, यद्यपि इसके लिए एक सटीक समीकरण यहाँ नहीं दिया गया है। गुणात्मक रूप से नाभिक पर धनावेश के बढ़ने के साथ इलेक्ट्रॉन का वेग बढ़ता है तथा मुख्य क्वांटम संख्या के बढ़ने के साथ यह घटता है।

2.4.1 हाइड्रोजन के रेखा स्पेक्ट्रम की व्याख्या

बोर के मॉडल का उपयोग करके खंड 2.3.3 में बताए गए हाइड्रोजन परमाणु के रेखा स्पेक्ट्रम की व्याख्या मात्रात्मक रूप में की जा सकती है। बोर के अभीगृहीत (ii) के अनुसार, निम्न से उच्च मुख्य क्वांटम संख्या की कक्षा में गमन करने पर विकिरण (ऊर्जा) का अवशोषण होता है, जबकि विकिरण (ऊर्जा) का उत्सर्जन इलेक्ट्रॉन के उच्च से निम्न कक्षा की ओर इलेक्ट्रॉन का गमन करने पर होता है। दो कक्षाओं के बीच के ऊर्जा के अंतर को इस समीकरण द्वारा दिया जा सकता है।

$$\Delta E = E_f - E_i \qquad (2.16)$$

समीकरण 2.13 और 2.16 को जोड़ने पर

$\Delta E = \left(-\frac{R_H}{n_f^2}\right) - \left(-\frac{R_H}{n_i^2}\right)$ (जहाँ n_i तथा n_f क्रमश: आरंभिक और अंतिम कक्षा को प्रदर्शित करते हैं)

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = 2.18\times10^{-18}\,J\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \qquad (2.17)$$

समीकरण (2.18) का उपयोग करके फोटॉन के अवशोषण तथा उत्सर्जन से संबंधित आवृत्ति (ν) का मूल्यांकन किया जा सकता है।

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H}{h}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$= \frac{2.18\times10^{-18}\,J}{6.626\times10^{-34}\,J\,s}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \qquad (2.18)$$

$$= 3.29\times10^{15}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) Hz \qquad (2.19)$$

संगत तरंग-संख्या ($\bar{\nu}$) यह

$$\bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{R_H}{hc}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \qquad (2.20)$$

$$= \frac{3.29\times10^{15}\,s^{-1}}{3\times10^{8}\,m\,s^{-s}}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$= 1.09677\times10^{7}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) m^{-1} \qquad (2.21)$$

अवशोषण स्पेक्ट्रम में $n_f > n_i$ और कोष्ठक में दी गईं मात्राएँ धनात्मक होती हैं तथा ऊर्जा का अवशोषण होता है। दूसरी ओर उत्सर्जन स्पेक्ट्रम में $n_i > n_f$ होता है, ΔE ऋणात्मक होता है तथा ऊर्जा मुक्त होती है।

समीकरण 2.17 रिड़बर्ग समीकरण 2.9 के जैसा है, जिसे उस समय पर उपलब्ध प्रायोगिक आँकड़ों द्वारा प्राप्त किया गया था। इसके अलावा हाइड्रोजन परमाणु के अवशोषण तथा उत्सर्जन स्पेक्ट्रम में प्रत्येक स्पेक्ट्रमी रेखा एक विशेष संक्रमण के संगत होती है। कई हाइड्रोजन परमाणुओं के स्पेक्ट्रमी अध्ययन में कई संभव संक्रमण देखे जा सकते हैं और उनसे कई स्पेक्ट्रमी रेखाएँ प्राप्त होती हैं। किसी स्पेक्ट्रमी रेखा की तीव्रता इस बात पर निर्भर करती है कि एक समान तरंग-दैर्घ्य या आवृत्ति वाले कितने फोटॉन अवशोषित या उत्सर्जित होते हैं।

उदाहरण 2.10

हाइड्रोजन परमाणु में $n = 5$ अवस्था से $n = 2$ अवस्था वाले संक्रमण के दौरान उत्सर्जित फोटॉन की आवृत्ति और तरंग-दैर्घ्य क्या होगी?

हल

क्योंकि $n_i = 5$ और $n_f = 2$,

अत: इस संक्रमण से बामर श्रेणी में एक स्पेक्ट्रमी रेखा प्राप्त होती है।

समीकरण (2.17) से

$$\Delta E = 2.18\times10^{-18}\,J\left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2}\right]$$

$$= -4.58\times10^{-19}\,J$$

यह उत्सर्जन ऊर्जा है।

फोटॉन की आवृत्ति (ऊर्जा को परिमाण के रूप से लेते हुए) इस प्रकार दी जा सकती है–

$$\nu = \frac{\Delta E}{h}$$

$$= \frac{4.58\times10^{-19}\,J}{6.626\times10^{-34}\,J\,s}$$

$$= 6.91\times10^{14}\,Hz$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.0\times10^{8}\,m\,s^{-1}}{6.91\times10^{14}\,Hz} = 434\ nm$$

उदाहरण 2.11

He^+ की प्रथम कक्षा से संबंधित ऊर्जा की गणना। कीजिए। और बताइए कि इस कक्षा की त्रिज्या क्या होगी?

हल

$$E_n = -\frac{(2.18\times10^{-18}\,J)Z^2}{n^2}\ \ atom^{-1}$$

He^+ के लिए, $n = 1, Z = 2$

$$E_1 = -\frac{(2.18\times10^{-18}\,J)(2^2)}{1^2} = -8.72\times10^{-18}\,J$$

समीकरण 2.15 से कक्षा की त्रिज्या दी जाती है।

$$r_n = \frac{(0.0529\ nm)n^2}{Z}$$

चूँकि $n = 1$ और $Z = 2$

$$r_n = \frac{(0.0529\ nm)1^2}{2} = 0.02645\ nm$$

2.4.2 बोर मॉडल की सीमाएँ

इसमें कोई संदेह नहीं कि हाइड्रोजन परमाणु का बोर मॉडल रदरफोर्ड के नाभिकीय मॉडल से बेहतर था। हाइड्रोजन परमाणु तथा इसके जैसे अन्य आयनों (जैसे– He^+, Li^{2+}, Be^{3+} इत्यादि) के रेखा स्पेक्ट्रम और स्थायित्व की व्याख्या कर सकता था, लेकिन बोर का मॉडल निम्नलिखित बिंदुओं की व्याख्या नहीं कर सका।

(i) परिष्कृत स्पेक्ट्रमी तकनीकों द्वारा प्राप्त हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में सूक्ष्म संरचना [द्विक (doublet), अर्थात् पास-पास स्थित दो रेखाएँ] की व्याख्या करने में विफल रहा। यह मॉडल हाइड्रोजन के अलावा अन्य परमाणुओं के स्पेक्ट्रम की व्याख्या करने में असमर्थ रहा। उदाहरण के लिए, हीलियम परमाणु, जिसमें केवल दो इलेक्ट्रॉन होते हैं, बोर का सिद्धांत चुंबकीय क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं के विपाटन (जीमन प्रभाव) या विद्युत् क्षेत्र की उपस्थिति में स्पेक्ट्रमी रेखाओं के विपाटन (स्टार्क-प्रभाव) को स्पष्ट करने में भी विफल रहा।

(ii) अंत में, यह परमाणुओं के रासायनिक आबंधों द्वारा अणु बनाने की योग्यता की व्याख्या नहीं कर सका।

दूसरे शब्दों में, उपरोक्त सारी सीमाओं को ध्यान में रखते हुए एक ऐसे सिद्धांत की आवश्यकता है, जो जटिल परमाणुओं की संरचना के मुख्य लक्षणों की व्याख्या कर सके।

2.5 परमाणु के क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल की ओर

बोर मॉडल की कमियों को ध्यान में रखते हुए परमाणुओं के लिए अधिक उपयुक्त और साधारण मॉडल के विकास के प्रयास किए गए। इस प्रकार के मॉडल के निर्माण में जिन दो महत्त्वपूर्ण तथ्यों का अधिक योगदान रहा, वे निम्नलिखित हैं–

(क) द्रव्य का द्वैत व्यवहार

(ख) हाइजैनबर्ग का अनिश्चितता का सिद्धांत

लुई दे ब्रॉग्ली

(1892-1987)

फ्रांसीसी भौतिक वैज्ञानिक लुई दे ब्रॉग्ली ने सन् 1910 के शुरू में स्नातक स्तर पर इतिहास पढ़ा। प्रथम विश्वयद्ध के दौरान रेडियो-प्रसारण के लिए उनकी नियुक्ति हुई। उसके बाद विज्ञान के प्रति उनकी रुचि जागृत हो गई। सन् 1924 में उन्होंने पेरिस विश्वविद्यालय से डी.एस-सी. की उपाधि प्राप्त की। सन् 1932 से अपनी अवकाश प्राप्ति से सन् 1962 तक वे पेरिस विश्वविद्यालय में आचार्य रहे। सन् 1929 में उन्हें भौतिकी में नोबेल पुरस्कार प्रदान कर के सम्मानित किया गया।

2.5.1 द्रव्य का द्वैत व्यवहार

फ्रांसीसी भौतिक वैज्ञानिक दे ब्रॉग्ली ने सन् 1924 में प्रतिपादित किया कि विकिरण की तरह द्रव्य को भी द्वैत व्यवहार प्रदर्शित करना चाहिए, अर्थात् द्रव्य में कण तथा तरंग– दोनों तरह के गुण होने चाहिए। इसका अर्थ यह है कि जिस तरह फोटॉन का संवेग एवं तरंग-दैर्ध्य होते हैं, उसी तरह इलेक्ट्रॉन का भी संवेग और तरंग-दैर्ध्य होना चाहिए। ब्रॉग्ली ने इस तर्क के आधार पर किसी पदार्थ के कण के लिए तरंग-दैर्ध्य (λ) तथा संवेग (p) के बीच निम्नलिखित संबंध बताया–

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p} \qquad (2.22)$$

जहाँ m कण का द्रव्यमान, v उसका वेग और p उसका संवेग है। दे ब्रॉग्ली के इन विचारों की पुष्टि प्रयोगों द्वारा तब हुई, जब यह देखा गया कि इलेक्ट्रॉनों के पुंज का विवर्तन होता है, जो तरंगों का लक्षण है। इस सिद्धांत के आधार पर इलेक्ट्रॉन

सूक्ष्मदर्शी की रचना की गई, जो इलेक्ट्रॉनों के तरंग जैसे व्यवहार पर उसी प्रकार आधारित है, जिस प्रकार साधारण सूक्ष्मदर्शी की रचना प्रकाश की तरंग प्रकृति पर आधारित है। आधुनिक वैज्ञानिक शोध-कार्यों में इलेक्ट्रॉन सूक्ष्मदर्शी एक महत्त्वपूर्ण उपकरण है, क्योंकि इससे किसी अतिसूक्ष्म वस्तु को 150 लाख गुना बड़ा करके देखा जा सकता है।

यह ध्यान देने योग्य बात है कि दे ब्रॉग्ली के अनुसार प्रत्येक गतिशील वस्तु में तरंग के लक्षण होते हैं। साधारण वस्तुओं का अधिक द्रव्यमान होने के कारण उनसे संबंधित तरंग-दैर्ध्य इतनी कम होती है कि उनके तरंग जैसे गुणों का पता नहीं चल पाता, परंतु इलेक्ट्रॉनों और अन्य अवपरमाणुक कणों, जिनका द्रव्यमान बहुत कम होता है, से संबंधित तरंग-दैर्ध्यों को प्रयोगों द्वारा पहचाना जाता है। प्रश्नों में दिए गए परिणाम इसे गुणात्मक रूप से सिद्ध करते हैं।

उदाहरण 2.12

0.1 kg द्रव्यमान और 10 ms^{-1} वेग से गति कर रही एक गेंद की तरंग-दैर्ध्य क्या होगी?

हल

दे बॉग्ली समीकरण (2.22) के अनुसार

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{(6.626 \times 10^{-34}\,\text{Js})}{(0.1\,\text{kg})(10\ \text{m s}^{-1})}$$

$$= 6.626 \times 10^{-34}\,\text{m}\ (\text{J} = \text{kg m}^2\ \text{s}^{-2})$$

उदाहरण 2.13

एक इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान 9.1×10^{-25}kg है। यदि इसकी गतिज ऊर्जा 3.0×10^{-25}J है, तो इसका तरंग-दैर्ध्य क्या होगा?

हल

$$\text{चूँकि गतिज ऊर्जा} = \frac{1}{2} m v^2$$

$$v = \left(\frac{2 \times \text{गतिज ऊर्जा}}{m}\right)^{1/2}$$

$$= \left(\frac{2 \times 3.0 \times 10^{-25}\ \text{kg m}^2\text{s}^{-2}}{9.1 \times 10^{-31}\ \text{kg}}\right)^{1/2}$$

$$= 812\,\text{ms}^{-1}$$

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

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34}\,\text{Js}}{(9.1 \times 10^{-31}\,\text{kg})(812\,\text{ms}^{-1})}$$

$$= 8967 \times 10^{-10}\,\text{m}$$

$$= 896.7\text{nm}$$

उदाहरण 2.14

3.6 A° तरंग-दैर्ध्य लंबाई वाले एक फोटॉन के द्रव्यमान की गणना कीजिए।

हल

$$\lambda = 3.6\ \text{Å} = 3.6 \times 10^{-10}\,\text{m}$$

फोटॉन का वेग = प्रकाश का वेग

$$m = \frac{h}{\lambda v} = \frac{6.626 \times 10^{-34}\,\text{Js}}{(3.6 \times 10^{-10}\,\text{m})(3 \times 10^{8}\ \text{m s}^{-1})}$$

$$= 6.135 \times 10^{-29}\ \text{kg}$$

2.5.2 हाइज़ेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धांत

द्रव्य और विकिरण के दोहरे व्यवहार के फलस्वरूप एक जर्मन भौतिक वैज्ञानिक वर्नर हाइज़ेनबर्ग ने सन् 1927 में **अनिश्चितता का सिद्धांत** दिया। इसके अनुसार, किसी इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति और सही वेग का निर्धारण एक साथ करना असंभव है।

$$\Delta x \times \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \qquad (2.23)$$

$$\text{अथवा}\quad \Delta x \times \Delta(mv_x) \geq \frac{h}{4\pi} \quad \text{और} \quad \Delta x \times \Delta v_x \geq \frac{h}{4\pi m}$$

जहाँ Δx कण की स्थिति में अनिश्चितता और Δp_x (Δp_x) संवेग (अथवा वेग) में अनिश्चितता है। इसके अनुसार, किसी इलेक्ट्रॉन की यथार्थ स्थिति और यथार्थ वेग का निर्धारण एक साथ करना असंभव है। दूसरे शब्दों में, यदि इलेक्ट्रॉन की बिल्कुल सही स्थिति ज्ञात है (Δx कम है), तब इलेक्ट्रॉन के वेग में अनिश्चिता (Δv_x) अधिक होगी। दूसरी तरफ, यदि इलेक्ट्रॉन का वेग बिलकुल सही ज्ञात है (Δv_x कम है) तो इलेक्ट्रॉन की स्थिति (Δx अधिक) ज्ञात नहीं होगी। इस प्रकार

यदि इलेक्ट्रॉन की स्थिति अथवा वेग पर कुछ भौतिक माप लिए जाएँ, तो इसके परिणाम हमेशा कुछ अस्पष्ट ही प्राप्त होंगे। अनिश्चितता सिद्धांत को एक उदाहरण के द्वारा बहुत अच्छी तरह समझा जा सकता है। मान लीजिए कि मीटर के किसी अचिह्नित पैमाने से किसी कागज की मोटाई मापने के लिए आपसे कहा जाता है। तब प्राप्त परिणाम सही नहीं होगा कागज की मोटाई को सही-सही मापने के लिए आपको कागज की मोटाई से कम इकाई वाले चिह्नित उपकरण का उपयोग करना होगा। इसी प्रकार इलेक्ट्रॉन की स्थिति को निर्धारित करने के लिए आपको एक ऐसे पैमाने की आवश्यकता होगी, जिसका अंशाकन इलेक्ट्रॉन की विमाओं से छोटे मात्रकों में हो। इलेक्ट्रॉन की स्थिति ज्ञात करने के लिए हमें इसे प्रकाश या विद्युत्-चुंबकीय विकिरण द्वारा प्रदीप्त करना होगा। प्रयुक्त प्रकाश की तरंग-दैर्घ्य, इलेक्ट्रॉन की विमाओं से कम होनी चाहिए, परंतु ऐसे प्रकाश के फोटॉन की ऊर्जा बहुत अधिक होगी। ऐसे प्रकाश का उच्च संवेग $\left(p=\dfrac{h}{\lambda}\right)$ वाला फोटॉन इलेक्ट्रॉन से टकराने पर उसकी ऊर्जा में परिवर्तन कर देगा। निस्संदेह इस प्रक्रिया से हम इलेक्ट्रॉन की स्थिति तो ठीक-ठीक निर्धारित कर लेंगे, परंतु टकराने की प्रक्रिया के पश्चात् हमें उसके वेग के बारे में बहुत कम जानकारी होगी।

अनिश्चितता सिद्धांत का महत्त्व

हाइज़ेनबर्ग के अनिश्चितता नियम का एक महत्त्वपूर्ण निहितार्थ यह है कि यह नियम निश्चित मार्ग या प्रक्षेप पथ (trajectories) के अस्तितव का खंडन करता है। किसी पिंड का प्रक्षेप पथ भिन्न-भिन्न कोणों पर उसकी स्थिति एवं वेग से निर्धारित किया जाता है। यदि हमें किसी विशेष क्षण पर एक पिंड की स्थिति एवं वेग तथा उस पर उस क्षण कार्य कर रहे बलों की जानकारी हो, तो यह बता सकते हैं कि बाद के किसी समय में पिंड कहाँ पर होगा। अत: हम यह निष्कर्ष निकालते हैं कि किसी पिंड की स्थिति एवं वेग से उसका प्रक्षेप-पथ निश्चित हो जाता है। चूँकि इलेक्ट्रॉन जैसे किसी अव-परमाणवीय पिंड के लिए एक साथ उसकी स्थिति एवं वेग का निर्धारण किसी क्षण यथार्थता के किसी वांछित हद तक संभव नहीं है। इसलिए इलेक्ट्रॉन के प्रक्षेप-पथ के बारे में बात करना संभव नहीं है।

हाइज़ेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत का प्रभाव केवल सूक्ष्म पिंडों की गति के लिए है; स्थूल पिंडों के लिए यह प्रभाव अतिन्यून होता है। इस उदाहरण से यह समझा जा सकता है–

यदि एक मिलीग्राम (10^{-6} kg) द्रव्यमान वाले पिंड पर अनिश्चितता सिद्धांत लागू किया जाए, तो

$$\Delta v.\Delta x = \frac{h}{4\pi.m}$$

$$\Delta v.\Delta x = \frac{6.626\times10^{-34}\ \text{J s}}{4\times3.1416\times10^{-6}\ \text{kg}} \approx 10^{-28}\text{m}^2\text{s}^{-1}$$

प्राप्त $\Delta v.\Delta x$ का मान अत्यधिक कम एवं नगण्य है। इसलिए यह कहा जा सकता है कि मिलीग्राम आकार के पिंडों (या उससे बड़े पिंडों) के लिए विचार करते समय संबद्ध अनिश्चितताएँ किसी वास्तविक परिणाम की नहीं होती।

दूसरी तरफ इलेक्ट्रॉन के समान सूक्ष्म पिंड के लिए प्राप्त मान काफी अधिक होता है। ऐसी अनिश्चितताएँ वास्तविक परिणाम की होती हैं। उदाहरणार्थ– एक 9.11×10^{-31}kg द्रव्यमान वाले इलेक्ट्रॉन के लिए हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत के अनुसार–

$$\Delta v.\Delta x = \frac{h}{4\pi.m}$$

$$= \frac{6.626\times10^{-34}\ \text{Js}}{4\times3.1416\times9.11\times10^{-31}\ \text{kg}}$$

$$= 10^{-4}\text{m}^2\text{s}^{-1}$$

इसका अभिप्राय यह है कि यदि इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति 10^{-8}m की अनिश्चितता तक जानने का प्रयास कोई करता है, तो वेग में अनिश्चितता Δv होगी।

वर्नर हाइज़ेनबर्ग (1901–1976)
वर्नर हाइज़ेनबर्ग ने म्यूनिख विश्वविद्यालय से सन् 1923 में भौतिकी में पीएच.डी. की उपाधि प्राप्त की। उन्होंने तब एक वर्ष मैक्स बार्न के साथ म्यूनिख में तथा तीन वर्ष को पेन हेगन में नील बोर के साथ कार्य किया। वे सन् 1927 से 1941 तक लीप सिफ में भौतिकी के प्रोफेसर रहे। द्वितीय विश्वयुद्ध के दौरान वे परमाणु बम पर जर्मन अनुसंधान के प्रभारी थे। युद्ध के बाद उन्हें ग्वेटिंगजन में भौतिकी के मैक्स प्लांक संस्थान का निदेशक नामित किया गया। वे एक जाने-माने पर्वतारोही थे। सन् 1932 में उन्हें भौतिकी में नोबेल पुरस्कार प्रदान किया गया।

$$\frac{10^{-4}\,m^2s^{-1}}{10^{-8}\,m} \approx 10^4\,m\,s^{-1}$$

जो इतनी अधिक है कि इलेक्ट्रॉन को बोर कक्षाओं में गति करता हुआ मानने की चिरसम्मत अवधारणा को अप्रामाणिक साबित कर सके। **अतः इसका अर्थ यह है कि इलेक्ट्रॉन की स्थिति एवं संवेग के परिशुद्ध कथन को प्रायिकता कथन से प्रतिस्थापित करना होगा, जो एक इलेक्ट्रॉन दिए गए स्थान एवं संवेग पर रखता है।** ऐसा ही परमाणु के क्वांटम यांत्रिकी मॉडल में होता है।

उदाहरण 2.15

एक सूक्ष्मदर्शी उपयुक्त फोटॉनों का उपयोग करके किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन को 0.1 Å दूरी के अंतर्गत उसकी स्थिति जानने के लिए प्रयुक्त होता है। इसके वेग मापन में अंतर्निहित अनिश्चितता क्या है?

हल

$$\Delta x\,.\,\Delta p = \frac{h}{4\pi} \quad \text{or} \quad \Delta x\,.\,m\Delta v = \frac{h}{4\pi}$$

$$\Delta v = \frac{h}{4\pi.\Delta x.m}$$

$$\Delta v = \frac{6.626\times10^{-34}\ Js}{4\times3.14\times0.1\times10^{-10}m\times9.11\times10^{-31}\,kg}$$

$= 0.579\times10^{7}\ m\ s^{-1}\ (1J = 1\ kg\ m^2\ s^{-2})$

$= 5.79\times10^{6}\ m\ s^{-1}$

उदाहरण 2.16

एक गोल्फ की गेंद का द्रव्यमान 40g तथा गति 45m/s है। यदि गति को 2% यथार्थता के अंदर मापा जा सकता हो, तो स्थिति में अनिश्चितता की गणना कीजिए।

हल

गति में 2% की अनिश्चितता है, अर्थात्

$$45 \times \frac{2}{100} = 0.9\,m\,s^{-1}$$

समीकरण 2.23 का उपयोग करके

$$\Delta x = \frac{h}{4\pi m}$$

$$= \frac{6.626\times10^{-34}\ Js}{4\times3.14\times40g\times10^{-31}\,kg\ g^{-1}(0.9ms^{-1})}$$

$= 1.46\times10^{-3}\,m$

जो प्ररूपी परमाणु नाभिक के व्यास का लगभग 10^{18} वाँ भाग है। जैसा पहले बताया जा चुका है बड़े कणों के लिए अनिश्चितता सिद्धांत परिशुद्ध मापन की कोई अर्थपूर्ण सीमा निर्धारित नहीं करता है।

बोर मॉडल की विफलता के कारण

अब बोर मॉडल की विफलता के कारण को आप समझ सकते हैं। बोर मॉडल में एक इलेक्ट्रॉन को एक आवेशित कण के रूप में नाभिक के चारों ओर निश्चित वृत्ताकार कक्षाओं में घूमता हुआ माना जाता है। इस मॉडल में इलेक्ट्रॉन के तरंग-लक्षण पर कोई विचार नहीं किया गया है। इस पथ को पूरी तरह तभी परिभाषित किया जा सकता है, जब इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति और सही वेग– दोनों एक साथ ज्ञात हों। **हाइज़ेनबर्ग के सिद्धांत** के अनुसार, ऐसा संभव नहीं है। इस प्रकार हाइड्रोजन परमाणु का बोर मॉडल न केवल द्रव्य के दोहरे व्यवहार की अनदेखी करता है, बल्कि 'हाइज़ेनबर्ग' अनिश्चितता सिद्धांत के विपरीत भी है।

इस प्रकार की सहज कमजोरियों के कारण बोर मॉडल को अन्य परमाणुओं पर लागू नहीं किया जा सका। अतः परमाणु संरचना के बारे में ऐसे विचारों की आवश्यकता थी, जिनसे प्राप्त परमाणु मॉडल द्रव्य के तरंग-कण वाले दोहरे व्यवहार को ध्यान में रखें और 'हाइज़ेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत' के अनुरूप हों। ऐसा क्वांटम यांत्रिकी के उद्गम द्वारा संभव हुआ।

2.6 परमाणु का क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल

जैसा पूर्व खंड में बतलाया गया है, न्यूटन के 'गति के नियमों' के आधार पर विकसित चिरसम्मत यांत्रिकी द्वारा स्थूल पदार्थो (जैसे– गिरते हुए पत्थर, चक्कर लगाते हुए ग्रहों आदि), जिनका व्यवहार कण जैसा होता है, की गति का सफलतापूर्वक वर्णन किया जा सकता है, किंतु जब इसे अति सूक्ष्म कणों (जैसे– इलेक्ट्रॉनों, अणुओं और परमाणुओं) पर लागू किया जाता है, तो यह विफल हो जाता है। ऐसा होने का कारण यह है कि चिरसम्मत यांत्रिकी द्रव्य रूप से अवपरमाणुक कणों के दोहरे व्यवहार की संकल्पना तथा अनिश्चितता नियम की उपेक्षा करती है। द्रव्य के दोहरे व्यवहार को ध्यान में रखकर विकसित विज्ञान को **क्वांटम यांत्रिकी** (quantum machanics) कहते हैं।

क्वांटम यांत्रिकी एक सैद्धांतिक विज्ञान है, जिसमें उन अति सूक्ष्म वस्तुओं की गतियों का अध्ययन किया जाता है, जो तरंग और कण दोनों के गुण दर्शाती हैं। यह ऐसी वस्तुओं की गति के नियमों को निश्चित करती है। जब क्वांटम यांत्रिकी को स्थूल वस्तुओं (जिनके लिए तरंगीय गुण अतिन्यून होते हैं) पर लागू किया जाता हैं, तब चिरसम्मत यांत्रिकी के परिणामों जैसे ही परिणाम प्राप्त होते हैं।

सन् 1926 में वर्नर हाइज़ेनबर्ग और इर्विन श्रोडिंजर द्वारा अलग-अलग क्वांटम यांत्रिकी का विकास किया गया। यहाँ पर हम श्रोडिंजर द्वारा विकसित 'क्वांटम यांत्रिकी' पर ही चर्चा करेंगे, जो तरंगों की गति के विचारों पर आधारित है।

क्वांटम यांत्रिकी का मूल समीकरण श्रोडिंजर द्वारा प्रतिपादित किया गया। इसके लिए उन्हें सन् 1933 में भौतिकी का नोबेल पुरस्कार प्रदान किया गया। यह समीकरण, जो दे ब्राग्ली द्वारा बताए गए पदार्थ के कण और तरंग वाले दोहरे व्यवहार को ध्यान में रखता है, काफी जटिल है। इसका हल करने के लिए उच्च गणित का परिपक्व ज्ञान होना आवश्यक है। इस समीकरण को विभिन्न निकायों पर लागू करने के बाद प्राप्त हलों के बारे में आप आगे की कक्षाओं में पढ़ेंगे।

इर्विन श्रोडिंजर ऑस्ट्रिया के भौतिकी के वैज्ञानिक थे। उन्होंने सन् 1910 में सैद्धांतिक भौतिकी में वियना विश्वविद्यालय से पी एच.डी. की उपाधि प्राप्त की। प्लांक के कहने पर सन् 1927 में उन्होंने बर्लिन विश्वविद्यालय में प्लांक के बाद कार्यभार सँभाला। सन् 1933 में हिटलर और नाजी की नीतियों के विरोध करने के कारण बर्लिन छोड़कर सन् 1936 में वापस ऑस्ट्रिया लौट गए। ऑस्ट्रिया पर जर्मनी के आक्रमण के बाद जब उन्हें आचार्य के पद से हटा दिया गया तब, वे आयरलैंड (डबलिन) चले गए, जहाँ वे सत्रह साल तक रहे। सन् 1933 में उन्हें पी.ए.एम. डिराक के साथ संयुक्त रूप से भौतिकी में नोबेल पुरस्कार से सम्मानित किया गया।

ऐसे निकाय (जैसे– एक परमाणु या अणु, जिसकी ऊर्जा समय के साथ परिवर्तित नहीं होती है) के लिए श्रोडिंजर समीकरण को इस प्रकार लिखा जाता है–

$$\hat{H}\psi = E\psi$$

जहाँ $\hat{H}$ एक गणितीय संकारक (operator) है, जिसे 'हेमिल्टोनियन' कहते हैं। श्रोडिंजर ने बताया कि निकाय की कुल ऊर्जा के व्यंजक से इस संकारक को कैसे लिखा जा सकता है। किसी निकाय की कुल ऊर्जा, उसके अवपरमाणविक कणों (इलेक्ट्रॉन और नाभिक) की गतिज ऊर्जा इलेक्ट्रॉनों तथा नाभिकों के बीच आकर्षण एवं प्रतिकर्षण विभव से संबंधित है। इस समीकरण के हल से E तथा ψ के मान प्राप्त होते हैं।

हाइड्रोजन परमाणु तथा श्रोडिंजर समीकरण

जब श्रोडिंजर समीकरण को हाइड्रोजन परमाणु के लिए हल किया जाता है, तब उससे इलेक्ट्रॉन के संभव ऊर्जा-स्तर और उनके संगत तरंग-फलन (ψ) प्राप्त होते हैं। ये क्वांटित ऊर्जा-स्तर तथा उनके संगत तरंग-फलन श्रोडिंजर-समीकरण के हल के फलस्वरूप प्राप्त होते हैं। इन्हें तीन क्वांटम-संख्याओं– [मुख्य क्वांटम-संख्या n (principal quantum number) बिगंशी क्वांटम संख्या l (azimuthal quantum number) तथा चुंबकीय क्वांटम संख्या, m_l (magnetic quantum number)] द्वारा निर्दिष्ट किया जाता है, जो श्रोडिंजर समीकरण के प्राकृतिक हल से प्राप्त होती हैं। जब इलेक्ट्रॉन किसी ऊर्जा स्तर में रहता है, तो उसके संगत तरंग-फलन में इलेक्ट्रॉन के बारे में सही जानकारी विद्यमान होती है। तरंग-फलन एक गणितीय फलन है, जिसका मान परमाणु में इलेक्ट्रॉन के निर्देशांकों पर निर्भर करता है। इसका कोई भौतिक अर्थ नहीं होता है। हाइड्रोजन और उसके समान स्पीशीज़ के ऐसे एक इलेक्ट्रॉन तरंग-फलन को 'परमाणु कक्षक' (atomic orbitals) कहते हैं। इस प्रकार के एक इलेक्ट्रॉन स्पीशीज़ के तरंग-फलन एक इलेक्ट्रॉनी निकाय कहलाते हैं। एक परमाणु में किसी बिंदु पर इलेक्ट्रॉन पाए जाने की प्रायिकता उस बिंदु पर के समानुपाती होती है। हाइड्रोजन परमाणु के लिए क्वांटम यांत्रिकी द्वारा प्राप्त परिणाम हाइड्रोजन परमाणु के स्पेक्ट्रम के सभी पहलुओं की सफलतापूर्वक प्रागुक्ति (predict) करते हैं। इसके अतिरिक्त यह उन कुछ परिघटनाओं की भी व्याख्या करता है, जो बोर मॉडल द्वारा स्पष्ट नहीं की जा सकीं।

श्रोडिंजर समीकरण को बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं पर लागू करने पर प्राय: कुछ कठिनाइयाँ सामने आती हैं। बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के लिए श्रोडिंजर समीकरण का यथार्थ (exact) हल नहीं दिया जा सकता था। इस कठिनाई को सन्निकटन विधि के उपयोग द्वारा दूर किया गया। कंप्यूटर से गणना करने पर पता चलता है कि हाइड्रोजन के अतिरिक्त अन्य परमाणुओं के कक्षक हाइड्रोजन परमाणु के कक्षकों से बहुत अधिक

भिन्न नहीं हैं। इनमें मुख्य भिन्नता नाभिक में आवेश बढ़ने के कारण होती है। फलतः कक्षक कुछ छोटे हो जाते हैं। आप आगे के उपखंडों 2.6.4 तथा 2.6.5 में पढ़ेंगे कि बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणुओं के कक्षकों की ऊर्जाएँ n और l क्वांटम संख्याओं पर निर्भर करती है, जबकि हाइड्रोजन परमाणु के कक्षकों की ऊर्जा केवल n क्वांटम संख्या पर निर्भर करती है।

परमाणु के क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल के प्रमुख लक्षण

परमाणु का क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल परमाणु-संरचना का वह चित्र है जो परमाणुओं पर श्रोडिंजर समीकरण लागू करने से प्राप्त होता है, परमाणु के क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल के महत्त्वपूर्ण लक्षण निम्नलिखित हैं–

1. परमाणुओं में इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा क्वांटित होती है (अर्थात् इसके केवल कुछ विशेष मान ही हो सकते हैं)। उदाहरण के लिए–जब परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन नाभिक से बंधे होते हैं।
2. इलेक्ट्रॉनों के तरंग जैसे गुणों के कारण क्वांटित इलेक्ट्रॉनिक ऊर्जा-स्तरों का अस्तित्व होता है और श्रोडिंजर तरंग समीकरण के अनुमत हल होते हैं।
3. किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति तथा सही वेग को एक साथ ज्ञात नहीं किया जा सकता है (हाइज़ेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत) अतः किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन के पथ को सुनिश्चित ज्ञात नहीं किया जा सकता है। इसीलिए हम परमाणु के विभिन्न बिंदुओं पर इलेक्ट्रॉन के होने की प्रायिकता (probability) की संकल्पना के बारे में बात करते हैं। इसके बारे में आप आगे पढ़ेंगे।
4. **किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन के तरंग-फलन ψ को 'परमाणु कक्षक' कहते हैं।** जब एक तरंग-फलन द्वारा किसी इलेक्ट्रॉन की व्याख्या की जाती है, तो हम यह कहते हैं कि इलेक्ट्रॉन उस कक्षक में उपस्थित है। चूँकि किसी इलेक्ट्रॉन के लिए बहुत से तरंग-फलन हो सकते हैं, अतः परमाणु में कई परमाणु कक्षक होते हैं। परमाणुओं की इलेक्ट्रॉनिक संरचना, इन 'एक इलेक्ट्रॉन कक्षक तरंग-फलनों' या कक्षकों पर ही आधारित है। प्रत्येक कक्षक में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा निश्चित होती है। किसी भी कक्षक में दो से अधिक इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते हैं। किसी बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणु में ऊर्जा के बढ़ते हुए क्रम में विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं। अतः बहु इलेक्ट्रॉन परमाणु में प्रत्येक इलेक्ट्रॉन के लिए एक कक्षक तरंग-फलन होता है, जो उस कक्षक का अभिलाक्षणिक होता है, जिसमें इलेक्ट्रॉन उपस्थित होता है। परमाणु में इलेक्ट्रॉन के बारे में सारी जानकारियाँ उसके कक्षक तरंग-फलन ψ में उपस्थित होती है तथा क्वांटम यांत्रिकी के द्वारा ψ से इस जानकारी को प्राप्त करना संभव हो पाता है।
5. किसी परमाणु में किसी बिंदु पर इलेक्ट्रॉन के उपस्थित होने की प्रायिकता उस बिंदु पर कक्षक तरंग-फलन के वर्ग के समानुपाती होती है, अर्थात् उस बिंदु पर $|\psi^2|$ **को प्रायिकता घनत्व** (probability density) कहा जाता है। यह हमेशा धनात्मक होता है। **किसी परमाणु के विभिन्न बिंदुओं पर $|\psi^2|$ के मान से नाभिक के चारों ओर उस क्षेत्र का पता लगाना संभव है, जहाँ पर इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की संभावना अधिक होगी।**

2.6.1 कक्षक और क्वांटम संख्या

किसी परमाणु में कई कक्षक संभव होते हैं। गुणात्मक रूप में इन कक्षकों में उनके आकार, आकृति और अभिविन्यास के आधार पर अंतर किया जा सकता है। छोटे आकार के कक्षक का अर्थ यह है कि नाभिक के पास इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता अधिक है। इसी प्रकार, आकृति और अभिविन्यास यह बताते हैं कि इलेक्ट्रॉन पाए जाने की प्रायिकता किसी दूसरी दिशा की अपेक्षा एक दिशा में अधिक है। क्वांटम संख्याओं द्वारा परमाणु कक्षकों में अंतर किया जा सकता है। प्रत्येक कक्षक को तीन क्वांटम संख्याओं n, l और m_l द्वारा दर्शाया जाता है।

मुख्य क्वांटम संख्या 'n', एक धनात्मक पूर्णांक होती है। इसका मान 1,2,3..... आदि हो सकता है। मुख्य क्वांटम संख्या से कक्षक के आकार और काफी हद तक उसकी ऊर्जा के बारे में पता चलता है। हाइड्रोजन और उस जैसे निकायों (He^+, Li^{2+} आदि) के लिए यह अकेले ही कक्षक के आकार तथा ऊर्जा को निर्धारित करता है। मुख्य क्वांटम संख्या से कोश (shell) का भी पता चलता है। n का मान बढ़ने के साथ अनुमत कक्षकों की संख्या भी बढ़ती है। इसे 'n^2' द्वारा दिया जाता है। n के निश्चित दिए गए मान के लिए सभी कक्षक परमाणु का एक कोश बनाते हैं। उन्हें निम्नलिखित अक्षरों द्वारा दर्शाया जाता है–

n	= 1	2	3	4	....
कोश	= K	L	M	N	....

मुख्य क्वांटम संख्या भी बढ़ने के साथ कक्षा का आकार बढ़ता है। दूसरे शब्दों में, इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर स्थित होते हैं। चूँकि एक ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन को धनावेशित नाभिक से दूर होने के लिए ऊर्जा की आवश्यकता होती है, अतः n के बढ़ने से कक्षक की ऊर्जा बढ़ेगी।

कक्षा, कक्षक एवं इनका महत्त्व

'कक्षा' तथा 'कक्षक' का अर्थ समान नहीं है। कक्षा (जिसे बोर ने प्रतिपादित किया) नाभिक के चारों ओर एक वृत्ताकार पथ होता है, जिसमें इलेक्ट्रॉन गति करता है। 'हाइज़ेनबर्ग के अनिश्चितता सिद्धांत' के अनुसार, इलेक्ट्रॉन के इस पथ का सही निर्धारण करना असंभव है। अत: बोर की कक्षाओं का कोई वास्तविक अर्थ नहीं है। इनके अस्तित्व को कभी भी प्रयोगों द्वारा दर्शाया नहीं जा सकता। इसके विपरीत कक्षक एक क्वांटम यांत्रिकीय धारणा है। यह परमाणु में किसी एक इलेक्ट्रॉन के तरंग-फलन ψ का वर्णन करता है। इसे तीन क्वांटम संख्याओं (n, l, m_l) द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है। इसका मान इलेक्ट्रॉन के निर्देशांकों पर निर्भर करता है। वैसे तो ψ का कोई भौतिक अर्थ नहीं होता है, परंतु तरंग-फलन के वर्ग, अर्थात् $|\psi|^2$ का भौतिक अर्थ होता है, किसी परमाणु के किसी बिंदु पर $|\psi|^2$ उस बिंदु पर प्रायिकता घनत्व का मान देता है, प्रायिकता घनत्व $|\psi|^2$ प्रति इकाई आयतन प्रायिकता का मान होता है। $|\psi|^2$ और एक छोटे आयतन (जिसे आयतन अवयव कहा जाता है) का गुणनफल इलेक्ट्रॉन के उस आयतन के पाए जाने की प्रायिकता को व्यक्त करता है। (यहाँ कम आयतन लेने का एक कारण यह है कि $|\psi|^2$ का मान त्रिविम में एक क्षेत्र से दूसरे क्षेत्र में बदला रहता है, परंतु एक छोटे आयन अवयव में इसके मान को स्थिर माना जा सकता है)। किसी दिए गए निश्चित आयतन में इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की कुल प्रायिकता $|\psi|^2$ और संगत आयतन अवयवों के समस्त गुणनफलों को जोड़कर प्राप्त की जा सकती है। इस प्रकार किसी कक्षक में संभावित इलेक्ट्रॉन वितरण का पता लगाना संभव है।

दिगंशीय क्वांटम संख्या '*l*' को कक्षक कोणीय संवेग (orbital angular momentum) या भौम क्वांटम संख्या (subsidiary quantum number) भी कहते हैं। यह कक्षक के त्रिविमीय आकार को परिभाषित करती है। n के दिए गए मान के लिए l के 0 से $n - 1$ तक n मान हो सकते हैं। अर्थात् n के दिए गए मान के लिए l के मान हो सकते हैं।

उदाहरणार्थ– जब $n=1$ होता है, तो l का केवल एक मान 0 होता है, $n = 2$ के लिए l के संभव मान 0 तथा 1 हो सकते हैं $n=2$ के लिए l के संभव मान 0,1 और 2 होंगे।

प्रत्येक कोश में एक या अधिक उपकोश (sub-shells) या उप-स्तर (sub-levels) होते हैं। किसी मुख्य कोश में उपकोशों की संख्या n के बराबर होती है। उदाहरणार्थ– पहले कोश ($n = 1$) में केवल एक उप-कोश होता है, जो l = 0 के संगत होता है। इसी प्रकार ($n = 2$) कोश में दो उप-कोश (l = 0, 1) n = 3 में तीन उप-कोश (l = 0, 1, 2) होते हैं। n के अन्य मानों के लिए भी ऐसा लिखा जा सकता है। किसी कोश के उप-कोशों को दिगंशीय क्वांटम संख्या (l) द्वारा प्रदर्शित करते हैं। l के विभिन्न मानों के संगत उप-कोशों को निम्नलिखित चिह्नों द्वारा दर्शाया जाता है–

l के मान : 0 1 2 3 4 5 ....

उप-कोश के लिए

संकेतन (notation) *s p d f g h* ......

सारणी 2.4 में दी गई मुख्य क्वांटम संख्या के लिए l के संभव मान और संगत उप-कोशों के संकेतन दिए गए हैं।

सारणी 2.4 उप-कोश संकेतन

n	*l*	उपकोश संकेतन
1	0	1*s*
2	0	2*s*
2	1	2*p*
3	0	3*s*
3	1	3*p*
3	2	3*d*
4	0	4*s*
4	1	4*p*
4	2	4*d*
4	3	4*f*

चुंबकीय कक्षक क्वांटम संख्या (magnetic orbital quantum number) 'm_l' समन्वय अक्ष के संगत कक्षकों के त्रिविम अभिविन्यास के बारे में जानकारी देती है। किसी उप-कोश के लिए m_l के $2l + 1$ मान संभव हैं। इन मानों को इस प्रकार दिया जाता है–

$m_l = -l, -(l-1), -(l-2) .... 0, 1 .... (l-2), (l-1), l$

अत: $l=0$ के लिए m_l का एक ही स्वीकृत मान होता है, अर्थात् 2(0) + 1 = 1, एक कक्षक होता है।

$l=1$ के लिए m_l=–1,0,+1 हो सकता है [2[1]+1=3*p*