CHAPTER 2

परमाणु संरचना (ATOMIC STRUCTURE)

जॉन डॉल्टन ने 1808 में डॉल्टन का परमाणु सिद्धान्त के नाम से विख्यात अपना सिद्धान्त दिया। डॉल्टन के अनुसार, किसी भी परमाणु को पदार्थ के उस साधारण कण के रूप में परिभाषित किया जा सकता है जो रासायनिक अभिक्रियाओं में भाग लेता है। आधुनिक अनुसंधानों ने विश्वसनीय रूप से सिद्ध किया है, कि परमाणु एक अविभाज्य कण नहीं है, यह इलेक्ट्रॉनों, प्रोटॉनों तथा न्यूट्रॉनों जैसे छोटे-छोटे भागों में विभाजित किया जा सकता है। यद्यपि परमाणु अत्यन्त छोटा है, फिर भी इसकी एक निश्चित जटिल रचना होती है। आधुनिक परमाणु संरचना मुख्यतः रदरफोर्ड के परमाणुओं पर किये गये प्रकीर्णन सिद्धान्त तथा ऊर्जा के क्वांटीकरण की परिकल्पना पर आधारित है ।

परमाणु का संघटन (Compositon of atom)

परमाणु की आधुनिक संरचना की आधारशिला जे.जे. थॉमसन तथा रदरफोर्ड ने रखी। अब यह विश्वास किया जाता है, कि परमाणु बहुत से **उप-परमाणुक** कणों जैसे इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन, न्यूट्रॉन, पॉजीट्रॉन, न्यूट्रिनो, मीसॉन आदि से बना होता है। इन कणों में से इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन को मूल कण कहते हैं, और अन्य को **असामान्य मूल कण** कहते हैं।

इलेक्ट्रॉन ($_{-1}e^0$)

(1) इलेक्ट्रॉन ऋणावेशित कण है, इसकी खोज **जे.जे. थॉमसन** (1897) ने की । ये कैथोड किरणों का संघटक कण है।

(2) कैथोड किरणों की खोज **विलियम क्रुक्स** तथा **जे.जे. थॉमसन** (1880) ने विसर्जन नलिका का उपयोग करके की। इन्होंने बहुत कम दाब (10^{-2} से 10^{-3} *mm Hg*) पर विसर्जन नलिका में विद्युत धारा (10,000*V*) प्रवाहित की। कैथोड से नीले रंग की किरणें निकली जिन्हें इन्होंने **कैथोड किरणें** कहा।

(3) कैथोड किरणों के गुण

(i) कैथोड किरणें सरल रेखा में गमन करती हैं।

(ii) कैथोड किरणें यांत्रिक प्रभाव (mechanical effect) उत्पन्न करती हैं।

(iii) कैथोड किरणें ऋणावेशित कणों से बनी हैं, जिन्हें **इलेक्ट्रॉन** कहते हैं।

(iv) कैथोड किरणें प्रकाश की चाल से गति करती हैं (सीमा 10^{-9} से 10^{-11} सेमी/सेकण्ड के बीच) ।

(v) कैथोड किरणें प्रतिदीप्ती (fluorescence) उत्पन्न करती हैं।

(vi) कैथोड किरणें जब किसी वस्तु से टकराती हैं, तो वस्तु की गतिज ऊर्जा का स्थानांतरण कर उसका ताप बढ़ा देती हैं।

(vii) कैथोड किरणें जब *Cu* जैसे ठोस पर टकराती हैं, तो *X* – किरणें उत्पन्न करती हैं।

(viii) कैथोड किरणों में आयनन क्षमता होती है, अर्थात् ये जिस गैस से गुजरती हैं उसे आयनित कर देती हैं।

(ix) कैथोड किरणें फोटोग्राफिक प्लेट को प्रभावित करती हैं।

(x) ये धातु की पतली पन्नी में से गुजर जाती हैं।

(xi) इन किरणों की प्रकृति विसर्जन नलिका में उपस्थित कैथोड के पदार्थ तथा गैस की प्रकृति पर निर्भर नहीं करती है।

(xii) कैथोड किरणों का *e*/*m* (आवेश / द्रव्यमान) इलेक्ट्रॉन के समान (-1.76×10^8 कूलॉम्ब प्रति ग्राम) होता है। अर्थात् कैथोड किरणें इलेक्ट्रॉन की धारा हैं।

(xiii) आइन्सटीन के सापेक्षिकता के सिद्धान्त के अनुसार, गति में इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान,

$$m' = \frac{\text{इलेक्ट्रॉन का शेष द्रव्यमान } (m)}{\sqrt{[1-(u/c)^2]}}$$

जहाँ u = इलेक्ट्रॉन का वेग, c= प्रकाश का वेग

जब $u=c$ तब गतिज इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान =∞.

प्रोटॉन ($_1H^1$, H^+, *P*)

(1) प्रोटॉन की खोज **गोल्डस्टीन** ने की, यह धनावेशित कण है। यह ऐनोड किरणों का संघटक कण है।

(2) **गोल्डस्टीन** (1886) ने विसर्जन नलिका में छिद्रित कैथोड का उपयोग किया और थॉमसन प्रयोग को दोहराते हुऐ ऐनोड किरणों के बनने का विश्लेषण किया। इन किरणों को धनात्मक या कैनाल किरणें भी कहते हैं।

(3) ऐनोड किरणों के गुण

(i) ऐनोड किरणें सरल रेखा में गमन करती हैं।

(ii) ऐनोड किरणें द्रव्यमान कणों से बनी होती हैं।

(iii) ऐनोड किरणें धनावेशित हैं।

सारणी : 2.1 इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रान के द्रव्यमान, आवेष और विषिष्ट आवेष की तुलना

नियतांकों के नाम	*इकाई*	*इलेक्ट्रॉन (e)*	*प्रोट्रॉन (p)*	*न्यूट्रॉन (n)*
द्रव्यमान (*m*)	Amu *Kg* सापेक्षिक	0.000546 9.109×10^{-31} 1/1837	1.00728 1.673×10^{-27} 1	1.00899 1.675×10^{-27} 1
आवेश (*e*)	कूलॉम्ब (*C*) Esu सापेक्षिक	-1.602×10^{-19} -4.8×10^{-10} –1	$+1.602 \times 10^{-19}$ $+4.8 \times 10^{-10}$ +1	शून्य शून्य शून्य
विशिष्ट आवेष (*e*/*m*)	C/g	1.76×10^8	9.58×10^4	शून्य

घनत्व	ग्राम / cc	2.17×10^{-17}	1.114×10^{14}	1.5×10^{-14}

• परमाणु द्रव्यमान इकाई (amu) कार्बन परमाणु ${}_6C^{12}$ के द्रव्यमान का 1/12 भाग होती है, अर्थात् $1.660\times10^{-27}\,kg$.

(iv) ऐनोड किरणें बाह्य चुम्बकीय क्षेत्र द्वारा विक्षेपित होती हैं।

(v) एनोड किरणें फोटोग्राफिक प्लेट को भी प्रभावित करती हैं।

(vi) इन किरणों का e/m अनुपात इलेक्ट्रॉन से कम होता है।

(vii) कैथोड किरणों से भिन्न, इनका e/m मान नली में उपस्थित गैस की प्रकृति पर निर्भर करता है। यह अधिकतम होता है, जबकि नली में उपस्थित गैस हाइड्रोजन होती है।

(viii) ये किरणें ZnS पर्दे पर प्रकाश की चमक उत्पन्न करती हैं।

न्यूट्रॉन ($_on^1$, N)

(1) न्यूट्रॉन की खोज **जेम्स चैडविक** (1932) ने निम्नलिखित नाभिकीय अभिक्रिया के अनुसार की,

$${}_4Be^9 + {}_2He^4 \rightarrow {}_6C^{12} + {}_on^1$$

या $${}_5B^{11} + {}_2He^4 \rightarrow {}_7N^{14} + {}_on^1$$

(2) न्यूट्रॉन एक अस्थाई कण है। इसका निम्न प्रकार से क्षय होता है,

$$\underset{\text{न्यूट्रॉन}}{{}_0n^1} \longrightarrow \underset{\text{प्रोटोन}}{{}_1H^1} + \underset{\text{इलेक्ट्रॉन}}{{}_{-1}e^0} + \underset{\text{एन्टीन्यूट्रीनों}}{{}_0\nu^0}$$

परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या तथा परमाण्विक प्रजातियाँ
(Atomic number, mass number and atomic species)

(1) **परमाणु संख्या या नाभिकीय आवेश** (Atomic number or Nuclear charge)

(i) परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या को परमाणु क्रमांक (Z) कहते हैं ।

(ii) इसे **मोसले** ने निम्न प्रकार से ज्ञात किया,

$\sqrt{\nu} = a(Z-b)$ या $aZ - ab$

जहाँ, $\nu = X-$ किरणों की आवृत्ति

Z= धातु का परमाणु क्रमांक, a तथा b स्थिरांक हैं।

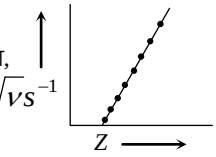


Fig. 2.1

(iii) परमाणु संख्या (Z) = नाभिक पर धनावेशों की संख्या = नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या = उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या

(iv) दो भिन्न धातुओं का परमाणु क्रमांक समान नहीं हो सकता है।

(2) **द्रव्यमान संख्या** (Mass number)

द्रव्यमान संख्या (A) = प्रोटॉन्स की संख्या + न्यूट्रॉन्स की संख्या
या न्यूट्रॉन्स की संख्या = $A - Z$

(i) द्रव्यमान संख्या पूर्ण संख्या नहीं होती है।

(ii) एक तत्व X का परमाणु जिसकी परमाणु संख्या (Z) तथा द्रव्यमान संख्या (A) है, निम्न संकेत द्वारा प्रदर्शित किया जाता है,, ${}_ZX^A$

सारणी : 2.3 विभिन्न प्रकार की परमाण्विक प्रजातियाँ

परमाण्विक प्रजातियाँ	समानतायें	असमानतायें	उदाहरण
समस्थानिक (Isotopes) (Soddy)	(i) परमाणु संख्या (Z) (ii) प्रोटॉन संख्या (iii) इलेक्ट्रॉन संख्या (iv) इलेक्ट्रोनिक विन्यास (v) रासायनिक गुण (vi) आवर्त सारणी में स्थान	(i) द्रव्यमान संख्या (A) (ii) न्यूट्रॉनों की संख्या (iii) भौतिक गुण	(i) ${}_1^1H, {}_1^2H, {}_1^3H$ (ii) ${}_8^{16}O, {}_8^{17}O, {}_8^{18}O$ (iii) ${}_{17}^{35}Cl, {}_{17}^{37}Cl$
समभारी (Isobars)	(i) द्रव्यमान संख्या (A) (ii) न्यूक्लियॉन संख्या	(i) परमाणु संख्या (Z) (ii) प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन व न्यूट्रॉन संख्या (iii) इलेक्ट्रोनिक विन्यास (iv) रासायनिक गुण (v) आवर्त सारणी में स्थान	(i) ${}_{18}^{40}Ar, {}_{19}^{40}K, {}_{20}^{40}Ca$ (ii) ${}_{52}^{130}Te, {}_{54}^{130}Xe, {}_{56}^{130}Ba$
समन्यूट्रॉनिक (Isotones)	न्यूट्रॉनों की संख्या	(i) परमाणु संख्या (ii) द्रव्यमान संख्या, प्रोटॉन तथा इलेक्ट्रॉन (iii) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (iv) भौतिक व रासायनिक गुण (v) आवर्त सारणी में स्थान	(i) ${}_{14}^{30}Si, {}_{15}^{31}P, {}_{16}^{32}S$ (ii) ${}_{19}^{39}K, {}_{20}^{40}Ca$ (iii) ${}_1^3H, {}_2^4He$ (iv) ${}_6^{13}C, {}_7^{14}N$
आइसोडायफर (Isodiaphers)	समस्थानिक संख्या $(N-Z)$ या $(A-2Z)$	(i) परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या, इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन व न्यूट्रॉन (ii) भौतिक व रासायनिक गुण	(i) ${}_{92}U^{235}, {}_{90}Th^{231}$ (ii) ${}_{19}K^{39}, {}_9F^{19}$ (iii) ${}_{29}Cu^{65}, {}_{24}Cr^{55}$
समइलेक्ट्रॉनिक (Isoelectronic)	(i) इलेक्ट्रॉन संख्या (ii) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या तथा त्रिज्यायें	(i) $N_2O, CO_2, CNO^-(22e^-)$

			(ii) $CO, CN^-, N_2 (14e^-)$ (iii) $H^-, He, Li^+, Be^{2+} (2e^-)$ (iv) $P^{3-}, S^{2-}, Cl^-, Ar, K^+ and\ Ca^{2+} (18e^-)$
आइसोस्टर (Isosters)	(i) परमाणुओं की संख्या (ii) इलेक्ट्रॉन संख्या (iii) भौतिक व रासायनिक गुण		(i) N_2 एवं CO (ii) CO_2 एवं N_2O (iii) HCl एवं F_2 (iv) CaO एवं MgS (v) C_6H_6 एवं $B_3N_3H_6$

विद्युत चुम्बकीय तरंगें (Electromagnetic radiations)

(1) साधारण प्रकाश, α – किरणें, γ – किरणें आदि विद्युत चुम्बकीय तरंगें कहलाती हैं क्योंकि इस प्रकार की तरंगें किसी, चुम्बकीय क्षेत्र में आवेशित इकाई के घूर्णन द्वारा या विद्युत क्षेत्र में चुम्बक के द्वारा उत्पन्न की जा सकती हैं। विद्युत चुम्बकीय तरंगों में तरंगों की विशेषतायें होती हैं, तथा इनके प्रसारण के लिये किसी माध्यम की आवश्यकता नहीं होती ।

(2) ..... (Characteristics)

(i) सभी विद्युतचुम्बकीय विकिरण प्रकाश के वेग से चलती हैं।

(ii) इनमें विद्युत और चुम्बकीय क्षेत्रों के घटक होते हैं जो एक–दूसरे की लम्बवत् दिशा में दोलन करते हैं एवं उस दिशा के लम्बवत् होते हैं जिसमें तरंग गति करती हैं।

(3) प्रत्येक तरंग की निम्नलिखित पाँच विशेषताएँ होती हैं,

(i) ***तरंगदैर्ध्य*** (*Wavelength*) **:** दो क्रमागत उतारों या चढ़ाव के बीच की दूरी तरंगदैर्ध्य कहलाती है। यह λ द्वारा निरूपित की जाती है, तथा सेमी. (*cm*) नैनोमीटर (*nm*) या ऐंगस्ट्रॉम (Å) इकाइयों में ($1Å = 10^{-1} nm = 10^{-8}$ से.मी. $= 10^{-10}$ मी.) व्यक्त की जाती है। यह दृश्य प्रकाश की किरण के रंग को ज्ञात करती हैं।

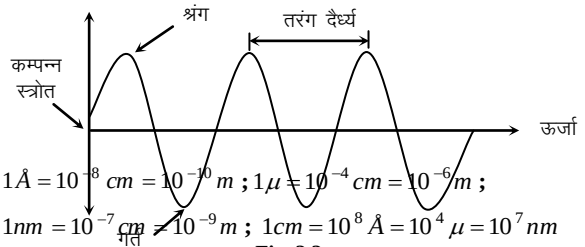


Fig. 2.2

(ii) ***आवृत्ति*** (*Frequency*) **:** किसी तरंग द्वारा एक दिये हुए बिन्दु से 1 सेकण्ड में गुजरने की संख्या तरंग की आवृत्ति कहलाती है। यह ν (न्यू) द्वारा निरूपित की जाती है, तथा चक्कर प्रति सेकण्ड (cps) या हर्ट्ज (*Hz*) इकाइयों ($1Hz = 1cps$) में व्यक्त की जाती है। किसी तरंग की आवृत्ति इसकी तरंगदैर्ध्य की व्युत्क्रमानुपाती होती है, अर्थात्

$\lambda\nu$ = एक सेकण्ड में तय की गयी दूरी = वेग =c

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

(iii) ***वेग*** (*Velocity*) **:** एक सेकण्ड में तरंग द्वारा तय की गयी दूरी इसका वेग कहलाती है। यह 'c' द्वारा निरूपित किया जाता है। गणितीय रुप से, 3×10^{10} सेमी / सेकण्ड

$$c = \lambda\nu = 3 \times 10^{10} \text{ सेमी / सेकण्ड}$$

सभी प्रकार की विद्युत चुम्बकीय तरंगे एकसमान वेग अर्थात् 3×10^{10} सेमी सेकण्ड$^{-1}$, 3×10^{8} मी सेकण्ड$^{-1}$ या 186,000 मील सेकण्ड$^{-1}$ से अन्तरिक्ष से गुजरती हैं। भिन्न प्रकार की तरंगों की तरंगदैर्ध्य भिन्न होती हैं, तथा इसलिये आवृत्ति भी भिन्न होती है।

(iv) ***तरंग संख्या*** (*Wave number*) **:** यह तरंगदैर्ध्य की प्रति से.मी. संख्या के रूप में परिभाषित की जाती है तथा से.मी. में व्यक्त की जाने वाली तरंगदैर्ध्य के व्युत्क्रम के समान होती है। यह $\bar{\nu}$ (nu bar) द्वारा निरूपित की जाती है, तथा सेमी$^{-1}$ में व्यक्त की जाती है।

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

(v) ***आयाम*** (*Amplitude*) **:** यह किसी तरंग के चढ़ाव की ऊँचाई तथा उतार की गहराई है तथा 'A' द्वारा निरूपित किया जाता है। यह प्रकाश की किरण की तीव्रता या चमकीलेपन को ज्ञात करता है।

विभिन्न प्रकार की विद्युत चुम्बकीय तरंगों की उनकी बढ़ती हुई (या घटती हुई) तरंगदैर्ध्यों (या आवृत्तियों) के क्रम में व्यवस्था **विद्युत चुम्बकीय स्पेक्ट्रम** कहलाती है।

सारणी : 2.4

नाम	तरंगदैर्ध्य (Å)	आवृति (Hz)
रेडियों तरंगें	$3 \times 10^{14} - 3 \times 10^{7}$	$1 \times 10^{5} - 1 \times 10^{9}$
माइक्रो तरंगें	$3 \times 10^{7} - 6 \times 10^{6}$	$1 \times 10^{9} - 5 \times 10^{11}$
अवरक्त तरंगें (IR)	$6 \times 10^{6} - 7600$	$5 \times 10^{11} - 3.95 \times 10^{16}$
दृष्य	$7600 - 3800$	$3.95 \times 10^{16} - 7.9 \times 10^{14}$
पराबैगनी तरंगें (UV)	$3800 - 150$	$7.9 \times 10^{14} - 2 \times 10^{16}$
X-तरंगें	$150 - 0.1$	$2 \times 10^{16} - 3 \times 10^{19}$
γ – तरंगें	$0.1 - 0.01$	$3 \times 10^{19} - 3 \times 10^{20}$
कॉस्मिक तरंगें	0.01- zero	3×10^{20} – अनंत

परमाण्विक स्पेक्ट्रम – हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम (Atomic spectrum-Hydrogen spectrum)

परमाण्विक स्पेक्ट्रम (Atomic spectrum)

स्पेक्ट्रम फोटोग्राफिक पर्दे पर उत्पन्न होने वाला वह प्रभाव है, जो विशेष तरंगदैर्ध्य की किरणों को प्रिज्म या विवर्तक जाली के द्वारा विश्लेषित करने पर पैदा होता है यह उत्सर्जन तथा अवशोषण प्रकार का होता है।

उत्सर्जन के प्रकार

(1) **उत्सर्जन स्पेक्ट्रम :** उत्सर्जित किरणों द्वारा उत्पन्न स्पेक्ट्रम उत्सर्जन स्पेक्ट्रम कहलाता है। यह स्पेक्ट्रम उस उत्सर्जित किरण के अनुरूप होता है (ऊर्जा मुक्त होती है) जब एक उत्तेजित इलेक्ट्रॉन अपनी निम्न अवस्था में वापस आ जाता है। उत्सर्जन स्पेक्ट्रम दो प्रकारों का होता है।

(i) ***सतत् स्पेक्ट्रम*** : यह स्पेक्ट्रम भिन्न तरंगदैर्ध्यों के अनुरूप किरणों की सतत् पट्टियों से बना होता है।

(ii) ***रैखिक या परमाणु स्पेक्ट्रम*** : विशेष तरंगदैर्ध्य के अनुरूप रेखाओं की श्रेणियों से बना स्पेक्ट्रम रैखिक स्पेक्ट्रम कहलाता है।

(2) **अवशोषण स्पेक्ट्रम :** अवशोषित किरणों द्वारा बना स्पेक्ट्रम अवशोषण स्पेक्ट्रम कहलाता है।

हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम (Hydrogen spectrum)

(1) हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम रैखिक उत्सर्जन स्पेक्ट्रम और परमाणु उत्सर्जन स्पेक्ट्रम का उदाहरण है।

(2) यदि विसर्जन नली में हाइड्रोजन गैस लेकर निम्न दाब के अन्तर्गत उसमें से विद्युत विसर्जन गुजारा जाये तथा उत्सर्जित (लाल रंग) किरण का स्पेक्ट्रोग्राफ की सहायता से विश्लेषण किया जाये तो *UV*, दृश्य तथा *IR* क्षेत्रों में तीव्र रेखाओं की श्रेणियों से बना स्पेक्ट्रम पाया जाता है। रेखाओं की यह श्रेणियाँ हाइड्रोजन का रैखिक या परमाणु स्पेक्ट्रम कहलाती हैं। दृश्य क्षेत्र में रेखायें फोटोग्राफिक पर्दे पर प्रत्यक्ष देखी जा सकती हैं ।

(3) यह प्रकाश विभिन्न विलगित तीव्र रेखाओं का असतत् रैखीय वर्णक्रम दर्शाता है।

(4) स्पेक्ट्रम की प्रत्येक रेखा निश्चित तरंगदैर्ध्य के प्रकाश के अनुरूप होती है। सम्पूर्ण स्पेक्ट्रम रेखाओं का बना होता है, प्रत्येक श्रेणी को उसके खोजकर्ता के नाम पर नाम दिया गया है।

(5) विभिन्न H – रेखाओं की तरंगदैर्ध्य निकालने के लिये रिट्ज ने निम्नलिखित सूत्र दिया।

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$$

जहाँ R एक नियतांक है, जिसे रिडबर्ग नियतांक कहते हैं, इसका मान 109, 678 सेमी $^{-1}$ है।

थॉमसन मॉडल (Thomson's model)

(1) थॉमसन के अनुसार इलेक्ट्रॉन धन आवेश में इस प्रकार धंसे हुए हैं जैसे तरबूज में बीज धंसे रहते हैं।

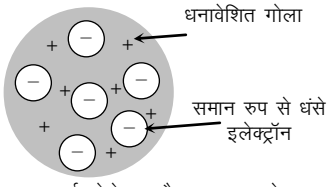


Fig. 2.3

(2) थॉमसन मॉडल परमाणु स्पैक्ट्रम की उत्पत्ति की व्याख्या करने में असफल रहा। इसके द्वारा रदरफोर्ड के α –कण प्रकीर्णन प्रयोग को नहीं समझाया जा सकता।

रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल (Rutherford's nuclear model)

(1) रदरफोर्ड ने तीव्र वेग वाले धनावेशित α – कणों की परमाणुओं पर बमबारी द्वारा अनेक प्रयोग किये। उन्होनें स्वर्ण की पतली पन्नी पर रेडियम से निकलने वाले α – कणों द्वारा बमबारी की तथा प्रेक्षित किया कि,

(i) अधिकांश α – कण सीधी रेखा में गमन करते हैं।

(ii) कुछ, जो परमाणु के केन्द्र के अत्यधिक पास से गुजरते हैं, अपने पथ से बड़े कोणों पर विवर्तित हो जाते हैं।

(iii) बहुत कम वापस लौट जाते हैं।

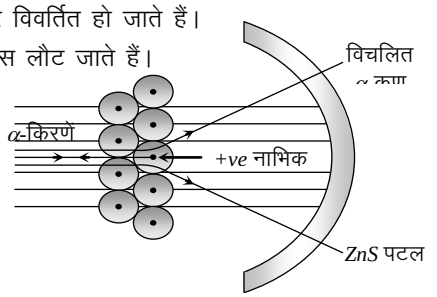


Fig. 2.4

(2) उपरोक्त प्रेक्षणों से इन्होंने निष्कर्ष निकाला कि, परमाणु दो भागों से मिलकर बना होता है,

(i) ***नाभिक*** *(Nucleus)* : यह परमाणु का धनावेशित छोटा भाग है। यह केन्द्र पर स्थित होता है तथा इसमें परमाणु का लगभग सम्पूर्ण भार संचित रहता है।

(ii) ***बाह्य नाभिकीय भाग*** *(Extra nuclear part)* : यह परमाणु का रिक्त भाग है। इस भाग में इलेक्ट्रॉन एक निश्चित पथ में बहुत उच्च वेग से गति करते हैं। यह मॉडल सौर तंत्र के समान है।

(3) **नाभिक के गुण** (Properties of the nucleus)

(i) नाभिक छोटा, भारी, परमाणु का धनावेशित भाग है, तथा परमाणु के केन्द्र में स्थित होता है।

(ii) परमाणु का कुल धन आवेश व लगभग समस्त द्रव्यमान परमाणु के केन्द्र में एक अति सूक्ष्म भाग में संचित रहता है।

(iii) नाभिक में न्यूट्रॉन तथा प्रोटॉन उपस्थित होते हैं, इसलिये इन कणों के संगठन को **न्यूक्लियॉन** कहते हैं।

(iv) नाभिक का **आकार** फर्मी में नापते हैं। (1 फर्मी = 10^{-13} सेमी).

(v) नाभिक की **त्रिज्या** 1.5×10^{-13} सेमी से 6.5×10^{-13} सेमी की कोटि की होती है, अर्थात् 1.5 से 6.5 फर्मी। सामान्यतः नाभिक की त्रिज्या (r_n) निम्न सम्बन्ध द्वारा दी जाती है,

$$r_n = r_o (= 1.4 \times 10^{-13}\, cm) \times A^{1/3}$$

यह प्रदर्शित करता है, कि नाभिक, परमाणु के कुल आकार का 10^{-5} सेमी होता है।

(vi) नाभिक का **आयतन** लगभग 10^{-39} सेमी^{3} होता है, और परमाणु का 10^{-24} सेमी^{3}, अर्थात्, परमाणु का आयतन नाभिक के आयतन का 10^{-15} गुना होता है।

(vii) नाभिक का **घनत्व** 10^{15} ग्राम सेमी$^{-3}$ या 10^8 टन सेमी$^{-3}$ या 10^{12} कि.ग्रा / सीसी की कोटि का होता है। यदि न्यूक्लियस गोलाकार है, तब

$$\text{घनत्व} = \frac{\text{नाभिक का द्रव्यमान}}{\text{नाभिक का आयतन}} = \frac{\text{द्रव्यमान संख्या}}{6.023 \times 10^{23} \times \frac{4}{3}\pi r^3}$$

(4) **रदरफोर्ड मॉडल के दोष** (Draw backs of rutherford's model)

(i) **मैक्सवैल के विद्युत गतिकी** (Electrodynamics) **सिद्धान्त के** अनुसार "एक गतिशील विद्युत आवेशित कण निरन्तर ऊर्जा का उत्सर्जन करता रहता है, जिससे उसकी ऊर्जा लगातार कम होती जाती है।" इस सिद्धान्त से यह निष्कर्ष निकाला जा सकता है कि नाभिक की परिक्रमा करता हुआ इलेक्ट्रॉन

लगातार ऊर्जा का उत्सर्जन करेगा जिससे उसकी ऊर्जा कम होती चली जायेगी। इसके फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन कक्षा की त्रिज्या लगातार कम होती रहेगी और अंत में इलेक्ट्रॉन नाभिक में गिर पड़ेगा।

(ii) यह मॉडल परमाणुओं के रेखीय स्पेक्ट्रम की व्याख्या करने में असफल रहा।

प्लांक का क्वांटम सिद्धान्त (Planks quantum theory)

ब्लेक बॉडी जब गर्म होती है तब यह विभिन्न तरंगदैर्ध्य या आवृति के ऊष्मीय विकिरण उत्सर्जित करती है। इन विकिरणों को समझाने के लिये मेक्स प्लांक ने एक सिद्धान्त दिया जो प्लांक क्वान्टम सिद्धान्त कहलाता है।

(i) विकिरित ऊर्जा सतत् रूप से उत्सर्जित या अवशोषित नहीं होती है, यह असतत् रूप से छोटे–छोटे ऊर्जा के पैकेट के रूप में उत्सर्जित या अवशोषित होती है, ऐसे प्रत्येक पैकेट को **क्वांटम** कहते हैं। प्रकाश के लिये क्वांटम ऊर्जा को **फोटोन** कहते हैं।

(ii) प्रत्येक क्वांटम की ऊर्जा विकिरण की आवृत्ति (ν) के सीधे समानुपाती होती है, अर्थात्

$$E \propto \nu \text{ या } E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

जहाँ, $h =$ प्लांक नियतांक $= 6.62\times10^{-27}$ अर्ग सेकण्ड या 6.62×10^{-34} जूल सेकण्ड

(iii) एक वस्तु द्वारा अवशोषित या उत्सर्जित ऊर्जा की कुल मात्रा कुछ पूर्ण क्वाण्टम संख्या होगी। इसीलिए $E = nh\nu$, जहाँ n एक पूर्णांक है।

प्रकाश वैद्युत प्रभाव (Photo-electric effect)

(1) जब एक उच्च आवृति का प्रकाष किरण पुंज शून्य (vacant) में किसी धात्विक सतह से टकराता है तो उस सतह से इलेक्ट्रॉन निकलते हैं। यह प्रक्रिया प्रकाश वैद्युत प्रभाव (*photoelectric effect*) कहलाती है तथा इस क्रिया में निकलने वाले इलेक्ट्रॉन प्रकाशीय इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं। प्रकाशीय इलेक्ट्रॉन से संबंधित धारा (current) को प्रकाशीय वैद्युत धारा कहते हैं।

(2) सभी आवृत्ति का प्रकाश धात्विक सतह से इलेक्ट्रॉन् उत्सर्जित करने में समर्थ नहीं होता है। इसके लिये न्यूनतम आवृत्ति जिसे देहली आवृत्ति (threshold frequency) कहते हैं की आवश्यकता होती है। प्रकाशीय इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा आपतित किरणों की आवृत्ति के साथ बढ़ती है। यदि यह आवृत्ति एक न्यूनतम अंक तक कम हो जाती है (देहली आवृत्ति ν_0) तब एक भी इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित नहीं होता।

(3) आपतित किरणों के वेग बढ़ने से फोटो इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा नहीं बढ़ती है। यह केवल इलेक्ट्रॉन उत्सर्जन की गति को बढ़ाता है।

(4) निकलने वाले प्रकाशीय इलेक्ट्रॉनों की संख्या आपतित होने वाले विकिरणों की तीव्रता के समानुपाती होती है।

(5) **आइन्सटीन की प्रकाशीय वैद्युत प्रभाव समीकरण इस प्रकार है,**

निकलने वाले इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम गतिज ऊर्जा

= अवशोषित ऊर्जा – देहली ऊर्जा

$$\frac{1}{2}mv^2_{max} = h\nu - h\nu_0 = hc\left[\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0}\right]$$

जहाँ, ν_0 और λ_0 क्रमशः देहली आवृत्ति ओर देहली तरंगदैर्ध्य हैं।

बोहर का परमाणु मॉडल (Bohr's atomic model)

बोहर ने परमाणु के रदरफोर्ड मॉडल के आवश्यक बिन्दुओं को बनाये रखा। हालाँकि परमाणुओं की स्थायित्वता के संदर्भ के लिये उसने स्थिर कक्षकों की परिकल्पना प्रस्तावित की थी। बोहर की मान्यतायें हैं।

(1) एक परमाणु में धनावेशित नाभिक होता है जो परमाणु के लगभग पूर्ण द्रव्यमान के लिये उत्तरदायी होता है।

(2) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित त्रिज्या वाले वृत्तीय कक्षकों की परिक्रमा करता है।

(3) कक्षक वह होते हैं जिनके लिये इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $h/2\pi$ का पूर्ण गुणन होता है जहाँ h प्लांक नियतांक है। यदि r, त्रिज्या के कक्षक में इलेक्ट्रॉन का वेग v है तथा द्रव्यमान m है, तब

$$L = mvr = \frac{nh}{2\pi};\ n = 1, 2, 3, \ldots\ldots \infty$$

जहाँ L कक्षकीय कोणीय संवेग है एवं n कक्षकों की संख्या है। पूर्णांक n मुख्य क्वान्टम संख्या कहलाती है। यह समीकरण बोहर क्वान्टीकृत मान्यता कहलाता है।

(4) जब इलेक्ट्रॉन वृत्तीय कक्षकों में घूमता है तो वह ना तो ऊर्जा उत्सर्जित करता है ना ही ऊर्जा खोता है। ऐसे कक्षकों को स्थिर कक्षक कहते हैं। इस तरह से बोहर ने रदरफोर्ड की परमाणु की स्थायित्वता की समस्या को खत्म कर दिया । नाभिक से ऊर्जा स्तर की दूरी जितनी अधिक होगी उसके साथ जुड़ी ऊर्जा उतनी ही अधिक होगी। विभिन्न ऊर्जा स्तर सांख्यित किये जाते हैं। 1,2,3,4 .. एवं K, L, M, N, ... इत्यादि कहलाते हैं।

(5) मूलतः एक इलेक्ट्रॉन नियत स्थिर अवस्था या कक्षक में सतत् घूमता है। परमाणु की यह अवस्था मूल अवस्था कहलाती है। जब इलेक्ट्रॉन को ऊर्जा दी जाती है तो यह उच्च ऊर्जा स्तर पर पहुँच जाता है और यह अवस्था उत्तेजित अवस्था कहलाती है। जब इलेक्ट्रॉन उच्च से निम्न ऊर्जा स्तर पर आता है तो ऊर्जा उत्सर्जित होती है।

बोहर सिद्धान्त के लाभ एवं अनुप्रयोग

(i) बोहर का सिद्धान्त संतुष्टीपूर्वक, एक इलेक्ट्रॉन वाली स्पीशीज (species) जैसे – हाइड्रोजन परमाणु, He^+, Li^{2+} आदि के स्पेक्ट्रम की व्याख्या करता है।

(ii) ***बोहर के ऑर्बिट की त्रिज्या की गणना*** : बोहर के अनुसार, ऑर्बिट की त्रिज्या जिसमें इलेक्ट्रॉन घूम रहे हैं,

$$r_n = \left[\frac{h^2}{4\pi^2 me^2 k}\right].\frac{n^2}{Z}$$

जहाँ, $n =$ ऑर्बिट संख्या, $m =$ द्रव्यमान संख्या $[9.1\times10^{-31}$ किग्रा.], $e =$ इलेक्ट्रॉन पर आवेश $[1.6\times10^{-19}]$, $Z =$ तत्व का परमाणु क्रमांक, $k =$ कूलॉम्बिक स्थिरांक $[9\times10^9 Nm^2c^{-2}]$

$m,e,k,h,$ का मान रखने पर,

$$r_n = \frac{n^2}{Z}\times0.529\ \text{Å} \text{ या } r_n = \frac{n^2}{Z}\times0.0529 \text{ नेनो मीटर}$$

(iii) ***इलेक्ट्रॉन के वेग की गणना***

$$V_n = \frac{2\pi e^2 ZK}{nh}, V_n = \left[\frac{Ze^2}{mr}\right]^{1/2};\ V_n = \frac{2.188\times10^8 Z}{n} \text{ सेमी सेकण्ड}^{-1}$$

(iv) ***बोहर ऑर्बिट में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा की गणना***

इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा = इलेक्ट्रॉन की K.E. + P.E. $= \frac{kZe^2}{2r} - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{kZe^2}{2r}$

r का मान प्रतिस्थापित करने पर $E = \frac{-2\pi^2 mZ^2e^4k^2}{n^2h^2}$

जहाँ, n=1, 2, 3..... ∞

m, e, k, h और π का मान रखने पर

$E = 21.8 \times 10^{-12} \times \frac{Z^2}{n^2}$ अर्ग प्रति परमाणु

$= -21.8 \times 10^{-19} \times \frac{Z^2}{n^2}$ जूल प्रति परमाणु $(1J = 10^7$ अर्ग)

$E = -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2} eV$ प्रति परमाणु $(1\text{eV} = 1.6 \times 10^{-19} J)$

$= -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2}$ किलो कैलोरी / मोल $(1\ cal = 4.18J)$

अथवा $\frac{-1312}{n^2} Z^2$ किलो जूल मोल$^{-1}$

जब एक इलेक्ट्रॉन बाह्य ऑर्बिट (उच्च ऊर्जा) n_2 से अन्तः ऑर्बिट (निम्न ऊर्जा) n_1, में कूदता है, तब विकिरण के रूप में ऊर्जा उत्सर्जित होती है, जिसे प्रदर्शित करते हैं

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} = \frac{2\pi^2k^2me^4Z^2}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\Rightarrow \Delta E = 13.6Z^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)eV \text{ / परमाणु}$$

जैसा कि हम जानते हैं, $E = h\bar{\nu}$, $c = \nu\lambda$ और $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{hc}$,

$$= \frac{2\pi^2k^2me^4Z^2}{ch^3}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

इसे ऐसे भी प्रदर्शित कर सकते हैं, $\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = RZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ जहाँ, $R = \frac{2\pi^2k^2me^4}{ch^3}$; R रिडबर्ग नियंताक है इसका मान 109678 सेमी$^{-1}$ होता है ।

उपरोक्त अभिक्रिया में ऋणात्मक चिन्ह दर्शाता है कि इलेक्ट्रॉन एवं नाभिक एक बन्द तन्त्र निर्मित करते हैं अर्थात् इलेक्ट्रॉन नाभिक की तरफ आकर्षित होता है। इस प्रकार, यदि इलेक्ट्रॉन को नाभिक से दूर ले जाया जाये तो ऊर्जा प्रवाहित करनी पड़ेगी। $n = 1$ कक्षक में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा मूल अवस्था ऊर्जा कहलाती है, और $n = 2$ कक्षक में यह प्रथम उत्तेजित अवस्था ऊर्जा कहलाती है। जब $n = \infty$ तब $E = 0$ जो आयनीकृत परमाणु के संगत होती है अर्थात् इलेक्ट्रॉन और नाभिक अनंतीय पृथक होते हैं $H \rightarrow H^+ + e^-$ (आयनीकरण)।

(6) **क्वांटीकरण के लिए स्पेक्ट्रल प्रमाण** (Spectral evidence for quantisation) (*बोहर परमाणु मॉडल के आधार पर हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम की व्याख्या*)

(i) इलेक्ट्रॉन जब कोषों को परिवर्तित करता है, तब उत्सर्जन या अवषोषण वर्णक्रम प्राप्त होता है जिसे फोटोग्राफिक प्लेट पर देखा जाता है । हाइड्रोजन का प्रकाषीय वर्णक्रम निम्न प्रकार की रेखाओं से मिलकर बना होता है। **लाइमन श्रेणी, बामर श्रेणी, पाष्चन श्रेणी, ब्रैकेट श्रेणी, फुण्ड श्रेणी** और **हेम्फ्री श्रेणी।**

(ii) विभिन्न H-लाइन की तरंगदैर्ध्य निकालने के लिए रिट्ज ने निम्नलिखित समीकरण दिया,

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$$

जहाँ, Z = परमाणु क्रमांक, $R = \frac{2\pi^2me^4}{ch^3}$ = रिडबर्ग नियतांक

इसका सैद्धान्तिक मान = 109,737 से.मी.$^{-1}$

इसका प्रायोगिक मान = 109,677.581 से.मी.$^{-1}$

सैद्धान्तिक और प्रायोगिक मान के बीच यह अद्भुत संबंध, बोहर मॉडल की अच्छी उपलब्धि है।

(iii) यद्यपि H-परमाणु केवल एक इलेक्ट्रॉन का बना होता है, फिर भी इसके स्पेक्ट्रम में बहुत सी रेखाएँ दिखती हैं,

(iv) हाइड्रोजन की महत्वपूर्ण स्पेक्ट्रल श्रेणियों का तुलनात्मक अध्ययन, तालिका में दिया गया है

(v) यदि एक इलेक्ट्रॉन n^{th} उत्तेजित अवस्था से विभिन्न ऊर्जा स्तर को आता है, तब अधिकतम प्राप्त होने वाली स्पेक्ट्रल रेखाएँ होगी $\frac{n(n-1)}{2}$

जहाँ n= मुख्य क्वाण्टम संख्या

यदि n=6 तब स्पेक्ट्रल लाइनों की कुल संख्या

$$= \frac{6(6-1)}{2} = \frac{30}{2} = 15$$

(vi) बोहर सिद्धान्त हाइड्रोजन परमाणु की स्पेक्ट्रल रेखाओं के स्त्रोत की सही व्याख्या करता है।

(7) **बोहर के परमाणु मॉडल की कमियाँ** (Failure of Bohr model)

(i) यह मॉडल एक से अधिक इलेक्ट्रॉन वाले तत्वों की व्याख्या नहीं कर सकता है। केवल एक इलेक्ट्रॉन स्पेशीज जैसे हाइड्रोजन परमाणु, He^{+1} आयन, Li^{+2} आयन Be^{+3} आयन आदि की ही व्याख्या कर सकता है। यह बहु इलेक्ट्रॉनीय परमाणु की व्याख्या करने में असफल रहा।

(ii) यह सिद्धान्त केवल परमाणु में वृत्ताकार कक्षों की ही व्याख्या कर सकता है, दीर्घ वृत्ताकार (Elliptical) कक्षों की नहीं।

(iii) चुम्बकीय क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का और महीन रेखाओं में विभाजन, जिसे जीमेन प्रभाव (Zeeman effect) कहते हैं, को समझाने में यह असफल रहा।

(iv) विद्युत क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का और महीन रेखाओं में विभाजन, जिसे स्टार्क प्रभाव (Stark effect) कहते हैं, को समझाने में असफल रहा।

(v) यह हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता के सिद्धान्त की व्याख्या भी नहीं कर सका तथा इसके द्वारा तत्वों के वर्गीकरण व उनके गुणों में आवर्तिता को कोई आधार नहीं दिया जा सका।

(vi) इस सिद्धान्त द्वारा स्पेक्ट्रम की सूक्ष्म संरचना की व्याख्या व स्पेक्ट्रम की रेखाओं की तीव्रता (Intensity) की गणना नहीं की जा सकती।

सारणी : 2.5

क्रमांक	स्पेक्ट्रल श्रेणी	क्षेत्र जिसमें पायी जाती है	संक्रमण $n_2 > n_1$	$\lambda_{max} = \frac{n_1^2 n_2^2}{(n_2^2 - n_1^2)R}$	$\lambda_{min} = \frac{n_1^2}{R}$	$\frac{\lambda_{max}}{\lambda_{min}} = \frac{n_2^2}{n_2^2 - n_1^2}$
(1)	लाइमन श्रेणी	पराबैंगनी क्षेत्र	$n_1 = 1$ $n_2 = 2,3,4....\infty$	$n_1 = 1$ and $n_2 = 2$ $\lambda_{max} = \frac{4}{3R}$	$n_1 = 1$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{1}{R}$	$\frac{4}{3}$
(2)	बामर श्रेणी	दृश्य क्षेत्र	$n_1 = 2$ $n_2 = 3,4,5....\infty$	$n_1 = 2$ and $n_2 = 3$ $\lambda_{max} = \frac{36}{5R}$	$n_1 = 2$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{4}{R}$	$\frac{9}{5}$
(3)	पाश्चन श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 3$ $n_2 = 4,5,6....\infty$	$n_1 = 3$ and $n_2 = 4$ $\lambda_{max} = \frac{144}{7R}$	$n_1 = 3$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{9}{R}$	$\frac{16}{7}$
(4)	ब्रेकेट श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 4$ $n_2 = 5,6,7....\infty$	$n_1 = 4$ and $n_2 = 5$ $\lambda_{max} = \frac{16 \times 25}{9R}$	$n_1 = 4$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{16}{R}$	$\frac{25}{9}$
(5)	फुण्ड श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 5$ $n_2 = 6,7,8....\infty$	$n_1 = 5$ and $n_2 = 6$ $\lambda_{max} = \frac{25 \times 36}{11R}$	$n_1 = 5$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{25}{R}$	$\frac{36}{11}$
(6)	हेम्फ्री श्रेणी	दूर अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 6$ $n_2 = 7,8....\infty$	$n_1 = 6$ and $n_2 = 7$ $\lambda_{max} = \frac{36 \times 49}{13R}$	$n_1 = 6$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{36}{R}$	$\frac{49}{13}$

बोहर–सोमरफील्ड मॉडल (Bohr-sommerfeild's model)

यह बोहर मॉडल का विस्तारित रुप है। एक परमाणु में इलेक्ट्रॉन दीर्घवृत्तीय कक्षक में नाभिक के चारों ओर घूमता है। वृत्तीय पथ दीर्घवृत्त की विशिष्ट स्थिति है। दीर्घवृत्तीय कक्षकों का वृत्तीय कक्षकों के साथ संयोजन परमाणुओं का रेखीय वर्णक्रम व्याख्यित करता है।

इलेक्ट्रॉन की द्वैती प्रकृति (Dual nature of eletron)

(1) 1924 में, एक फ्रांसीसी भौतिक वैज्ञानिक **लुईस डी. ब्रोगली** (Louis de Broglie) ने प्रस्तावित किया कि यदि प्रकाश की प्रकृति कण और तरंग (Wave), दोनों की तरह होती है तो उसी प्रकार यह द्वैत प्रकृति द्रव्य के लिये भी सत्य होनी चाहिये।

(2) प्रकाश किरणों और एक्स किरणों के व्यतिकरण (Interference) तथा विवर्तन (Diffraction) के आधार पर इनके तरंग स्वरूप की पुष्टि होती है। साथ ही विकिरण से सम्बन्धित बहुत से तथ्यों का स्पष्टीकरण तभी संभव है, जबकि प्रकाश की किरण पुंज, ऊर्जा कणिकाएँ (Energy corpuscles) अथवा फॉटोन (Photons) से मिलकर बनी हों, जिनका वेग 3×10^{10} सेमी./सेकण्ड हो।

(3) डी–ब्रोगली के अनुसार किसी इलेक्ट्रॉन का तरंगदैर्ध्य λ उसके संवेग (p) के व्युत्क्रमानुपाती (Inversely proportional) होता है।

$\lambda = \frac{h}{mv}$, यहाँ h= प्लांक नियतांक है, p = इलेक्ट्रॉन का संवेग है।

$\because$ संवेग (p) = द्रव्यमान (m) × वेग (c)

अतः $\lambda = \frac{h}{mc}$ यह डी–ब्रोगली समीकरण कहलाती है।

(4) उपरोक्त सम्बन्ध की पुष्टि आइन्सटीन के समीकरण, प्लांक के क्वाण्टम सिद्धान्त तथा प्रकाश के तरंग सिद्धान्त द्वारा निम्न प्रकार से की जा सकती है, $E = h\nu = \frac{h.c}{\lambda}$ $\left(\because \nu = \frac{c}{\lambda}\right)$

आइन्सटीन का समीकरण $E = mc^2$ यहाँ E = ऊर्जा, m = पिण्ड का द्रव्यमान तथा c इसका वेग है।

$\therefore E = h\nu$ होता है (प्लांक के क्वाण्टम सिद्धान्त के अनुसार) तथा $c = \nu\lambda$ होता है (प्रकाश के तरंग सिद्धान्त के अनुसार)

$\therefore \nu = \frac{c}{\lambda}$ या $E = h \times \frac{c}{\lambda}$, किन्तु आइन्सटीन समीकरण के अनुसार,

$E = mc^2 = h \times \frac{c}{\lambda}$ या $mc = \frac{h}{\lambda}$ या $\frac{hc}{\lambda} = mc^2$ या $\lambda = \frac{h}{mc}$

(5) उपरोक्त समीकरण से स्पष्ट है कि m व c अथवा दोनों बढ़ाने पर λ का मान घटता है। अत्यधिक वेग से गतिमान वायुयान तथा क्रिकेट गेंद जैसी अनेक गतिशील वस्तुओं का तरंगदैर्ध्य उनके बहुत अधिक द्रव्यमान के कारण बहुत कम होता है।

$\frac{1}{2}mv^2 = eV$; $m^2v^2 = 2eVm$

$$mv = \sqrt{2eVm} = P\,;\quad \lambda = \frac{h}{\sqrt{2eVm}}$$

(6) **बोहर का सिद्धान्त व डी–ब्रोगली धारणा :** डी–ब्रोगली के अनुसार नाभिक के चारों ओर चक्कर काटने वाले इलेक्ट्रॉन का तरंग रूप है, जो नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार कोशों में प्रवाहित होता है। यदि इलेक्ट्रॉन को तरंग माने, तब बोहर की क्वाण्टम शर्त जो उसने अपने सिद्धान्त में दी है, उसे आसानी से प्राप्त कर सकते हैं। यदि वृत्ताकार कोश की त्रिज्या r है तो इसकी परिधि $2\pi r$ होगी।

$2\pi r = n\lambda$ या $\lambda = \frac{2\pi r}{n}$

या $2\pi r = \frac{nh}{p}$ [$\because \frac{h}{p} = \lambda$ डी–ब्रोगली समीकरण]

$2\pi r = n\lambda$ [यहाँ n = कुल तरंगों की संख्या 1,2,3,4,5, ...∞, λ = तरंगदैर्ध्य]

$\because 2\pi r = \frac{nh}{mv}$ या $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ $\because mvr$ = कोणीय संवेग है।

अतः mvr = कोणीय संवेग, $\frac{h}{2\pi}$ का पूर्ण गुणांक होता है।

उपरोक्त विवरण स्पष्ट करता है कि डी–ब्रोगली के अनुसार तरंग संकल्पना तथा बोहर की परिकल्पना में समानता है।

(7) डी ब्रोगली समीकरण सभी द्रव पदार्थों पर लागू होती है किन्तु इसकी महत्ता सूक्ष्म कणों के लिये है। दैनिक जीवन में हम बड़े पदार्थो के सम्पर्क में रहते हैं, अतः दैनिक जीवन में डी ब्रोगली समीकरण का कोई महत्व नहीं है।

हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धान्त (Heisenberg's uncertainity principle)

इस सिद्धान्त के अनुसार इलेक्ट्रॉन जैसे अत्यन्त सूक्ष्म कण की यथार्थ स्थिति (Position) तथा यथार्थ संवेग (Momentum) प्रयोगों द्वारा एक साथ ज्ञात करना असम्भव है। अतः किसी क्षण इलेक्ट्रॉन की स्थिति जितनी अधिक परिशुद्धता के साथ ज्ञात की जायेगी, उसके संवेग को ज्ञात करने में परिशुद्धता उतनी ही कम होगी।

इस सिद्धान्त का गणितीय रूप है, $\Delta x\,.\,\Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$

जहाँ Δx = स्थिति की अनिश्चितता Δp = संवेग की अनिश्चितता h = प्लांक नियतांक

$\because \Delta p = m\,\Delta v$ होता है। अतः वेग की अनिश्चितता भी ज्ञात की जा सकती है।

$\Delta x.m\Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$ या $\Delta x \times \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$ ΔE या $\Delta E\,.\,\Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$

उपरोक्त सिद्धान्त से यह स्पष्ट है कि यदि इलेक्ट्रॉन कण की स्थिति का बिल्कुल ठीक–ठीक निर्धारण किया जाये तो उसके वेग में अनिश्चितता होगी तथा यदि इलेक्ट्रॉन तरंग का वेग बिल्कुल ठीक-ठीक निर्धारित किया जाता है तो उसकी स्थिति में अनिश्चितता होगी।

श्रोडिन्जर तरंग समीकरण (Schrodinger wave equation)

(1) 1926 में ***Erwin Schrödinger*** ने श्रोडिन्जर तरंग समीकरण दिया जो कि इलेक्ट्रॉन की द्वैती प्रकृति पर आधारित है।

(2) इसमें इलेक्ट्रॉन को त्रिविमीय तरंग की तरह दर्शाया गया है।

(3) इलेक्ट्रॉन की नाभिक के चारों ओर पाए जाने की प्रायिकता श्रोडिन्जर तरंग समीकरण द्वारा दी जा सकती है, जो निम्नवत् है

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

जहाँ x, y और z तीन कार्तीय निर्देशांक हैं, m = इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान, h = प्लांक स्थिरांक,

E= कुल ऊर्जा, V= इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा, Ψ = तरंग फलन, ∂ = सूक्ष्म परिवर्तनांक।

(4) श्रोडिन्जर तरंग समीकरण को निम्न प्रकार से भी लिख सकते हैं :

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - V)\,\Psi = 0$$

जहाँ ∇ = लेप्लेशियन ऑपरेटर।

(5) Ψ **और** Ψ^2 **का भौतिक महत्व**

(i) Ψ इलेक्ट्रॉन तरंग के आयाम को प्रदर्शित करता है।

उदाहरण $\Psi = \Psi(x, y, z$..... गुना$)$

(ii) Ψ^2 इलेक्ट्रॉन के किसी बिन्दु पर पाये जाने की प्रायिकता को प्रदर्शित करता है।

(iii) यदि Ψ^2 अधिकतम है, तब इलेक्ट्रॉन के नाभिक के चारों ओर पाए जाने की प्रायिकता भी अधिकतम होगी। वह स्थान जहाँ इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायकिता अधिकतम होती है, परमाणु कक्षक कहलाते हैं।

(iv) इस समीकरण का हल संख्याओं का एक समुच्चय देता है जिन्हें **क्वाण्टम संख्या** कहते हैं।

त्रिज्यीय प्रायिकता वितरण वक्र (Radial probability distribution curves) **:** त्रिज्यीय प्रायिकता है $R = 4\pi r^2 dr\psi^2$. R की प्लेटों की नाभिक से दूरी इस तरह से है।

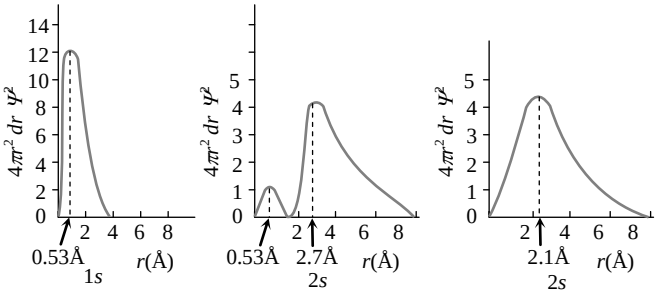


Fig. 2.5

क्वाण्टम संख्याएँ (Quantum number)

एक परमाणु में प्रत्येक कक्षक तीन क्वान्टम संख्याओं (n, l, m) के समुच्चय द्वारा दर्शाया जाता है और प्रत्येक इलेक्ट्रॉन चार क्वान्टम संख्याओं (n, l, m एवं s) के समुच्चय द्वारा दर्शाया जाता है।

(1) **मुख्य क्वान्टम संख्या** (Principle quantum number) **(*n*)**

(i) यह बोहर द्वारा प्रस्तावित की गई एवं 'n' द्वारा दर्शाई जाती है।

(ii) यह इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच औसत दूरी बताती है अर्थात् यह परमाणु का आकार बताती है।

(iii) यह कक्षक में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा बताती है जहाँ इलेक्ट्रॉन उपस्थित रहता है।

(iv) एक कक्षक में इलेक्ट्रॉन की अधिकतम संख्या $2n^2$. द्वारा प्रदर्शित की जाती है। ज्ञात तत्वों के परमाणुओं में कोई भी ऊर्जा कोश 32 इलेक्ट्रॉनों से अधिक नहीं रखता ।

(v) यह K, L, M, N----------कक्षकों की सूचना देता हैं।

(vi) मुख्य क्वान्टम संख्या द्वारा कोणीय संवेग की गणना भी की जा सकती है।

(2) **द्विगंशी क्वांटम संख्या** (Azimuthal quantum number) **(*l*)**

(i) यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के उपकोश के बारे में बताती है कि अमुक इलेक्ट्रॉन कौन से उपकोश से सम्बन्धित है।

(ii) परमाणु में कोश, उपकोशों के बने होते हैं, जो $s < p < d < f$ होते हैं।

(iii) इस क्वाण्टम संख्या को l से प्रदर्शित करते हैं।

(iv) यह क्वाण्टम संख्या आकृति (Shape) निर्धारित करती है।

(v) स्पेक्ट्रम में जो विभिन्न रेखाएँ दिखाई देती हैं, उनके प्रथम अक्षर को उपकोश द्वारा प्रदर्शित करते हैं। जैसे Sharp, Principal, Diffused व Fundamental को क्रमशः *s*, *p*, *d* व *f* उपकोशों से प्रदर्शित करते हैं। *f* के बाद उपकोशों को अंग्रेजी के वर्णक्रमानुसार *g*, *h*, *i*, *j* द्वारा व्यक्त किया जाता है।

l के मान विभिन्न उपकोशों के लिये निश्चित होते हैं चाहे वे किसी भी कोष में उपस्थित हों।

(vi) *l* का मान	=	0	1	2	3.....(*n*-1)
उपकोशों के नाम	=	*s*	*p*	*d*	*f*
उपकोशों की आकृति	=	Spherical	Dumbbell	Double dumbbell	Complex

(vii) यदि $l = 0 \rightarrow s$ उपकोश $\rightarrow$ गोलाकार (Spherical)

$l = 1 \rightarrow p$ उपकोश $\rightarrow$ डम्बल (Dumb bell)

$l = 2 \rightarrow d$ उपकोश $\rightarrow$ द्विडम्बल (Double dumb bell)

$l = 3 \rightarrow f$ उपकोश $\rightarrow$ जटिल (Complex)

(viii) *n* का मान 1 से प्रारम्भ होता है जबकि *l* का मान शून्य से प्रारम्भ होता है। अतः *l* का अधिकतम मान $n-1$ के बराबर होता है।

s – उपकोश $\rightarrow 2$ इलेक्ट्रॉन d – उपकोश $\rightarrow 10$ इलेक्ट्रॉन

p – उपकोश $\rightarrow 6$ इलेक्ट्रॉन f – उपकोश $\rightarrow 14$ इलेक्ट्रॉन

(ix) '*n*' व '*l*' के मान समान नहीं हो सकते हैं।

(3) **चुम्बकीय क्वान्टम संख्या** (Magnetic quantum number) (*m*)

(i) यह जीमेन द्वारा प्रस्तावित की गई तथा '*m*' द्वारा प्रदर्शित की जाती है।

(ii) यह उपकोशों की अभिविन्यास की संख्या बताती है।

(iii) *m* का मान $-l$ से $+l$ तक होता है इसमें शून्य भी शामिल है।

(iv) यह चुम्बकीय क्षेत्र में वर्णक्रम रेखाओं का विभाजन भी बताती है अर्थात् यह क्वान्टम संख्या जीमेन प्रभाव को भी सिद्ध करती है।

(v) '*n*' के दिये गये मान के लिये '*m*' के कुल मान n^2 के बराबर होते हैं।

(vi) '*l*' के दिये गये मान के लिये '*m*' के कुल मान $(2l+1)$. के बराबर होते हैं।

(vii) ***समभ्रंश कक्षक*** *(Degenerate orbitals)* : समान ऊर्जा वाले कक्षक समभ्रंश कक्षक कहलाते हैं उदाहरण *p* उपकोश के लिये p_x p_y p_z

(viii) *s* उपकोश के लिये समभ्रंश उपकोशों की संख्या =0।

(4) **चक्रण क्वाण्टम संख्या** (Spin quantum number) **(*s*)**

(i) यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के चक्रण के बारे में बताती है।

(ii) *s* का मान 1/2 होता है। यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के चक्रण की दिशा को बताती है।

(iii) यदि इलेक्ट्रॉन दक्षिणावर्त (Clockwise) चक्रण कर रहा हो तो $s = +\frac{1}{2}$ तथा चिन्ह (↑) होगा तथा वामावर्त (Anticlockwise) चक्रण कर रहा हो तो $s = -\frac{1}{2}$ तथा (↓) चिन्ह होगा।

(iv) एक कक्षक में अधिकतम विपरीत चक्रण करते हुए दो इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं।

(v) इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग नाभिक के चारों ओर कोशों में घूमने के कारण ही नहीं अपितु अपने अक्ष पर स्वयं के चक्रण के कारण भी होता है। इलेक्ट्रॉन अपने अक्ष पर चक्रण करता है तो इसके कारण जो कोणीय संवेग होता है, उसे चक्रण कोणीय संवेग (μ_s) कहते हैं जिसका मान निम्न प्रकार से होता है; $\mu_s = \sqrt{s(s+1)} \times \frac{h}{2\pi}$ यहाँ *s* चक्रण क्वाण्टम संख्या है। इस सूत्र में *s* का मान सदैव $\frac{1}{2}$ ही लिया जाता है। $\left(-\frac{1}{2}\right)$ नहीं।

(vi) *s* का मान (Value) एक इलेक्ट्रॉन को प्रदर्शित करता है।

(vii) *m* के एक मान के लिए चक्रण क्वाण्टम संख्या (*s*) के दो मान होंगे, क्योंकि एक कक्षक में दो इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं।

सारणी : 2.6 क्वान्टम स्तर पर इलेक्ट्रॉनों का वितरण

n	*l*	*m*	कक्षको का संकेतन	उपकोश में कक्षको की संख्या
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	–1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	–1, 0, +1	3p	3
3	2	–2, –1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	–1, 0, +1	4p	3
4	2	–2, –1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	–3, –2, –1, 0, +1, +2, +3	4f	7

कक्षकों की आकृति (Shape of orbitals)

(1) ***s*-कक्षक की आकृति**

(i) इसकी सममित गोलाकार आकृति होती है और यह दिशाहीन होता है। इसमें नाभिक के चारों तरफ इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता समान होती है।

(ii) 'n' का मान बढ़ने पर इसका आकार बढ़ जाता है। इस प्रकार आकार के क्रम में $1s < 2s < 3s < 4s$. आदि।

(iii) s-कक्षक रेडियल नोड या नोडल पृष्ठ कहलाते हैं। किन्तु 1s कक्षक के लिये कोई रेडियल नोड नहीं होता है क्योंकि यह नाभिक से प्रारम्भ होता है।

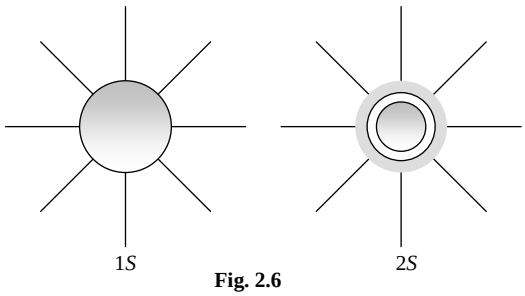


Fig. 2.6

(2) '*p*' कक्षक की आकृति

(i) 'p' कक्षक की आकृति डम्बैल होती है।

(ii) इस आकृति में दो पाली (Lobes) होती है और दोनों ही पालीयों में इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता समान हो सकती है। दोनों पालीयाँ एक नोडीय तल पर जुड़ी होती हैं जहाँ इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता लगभग शून्य होती है।

(iii) 'p' उपकोशों के तीन अभिविन्यास (कक्षक) P_x, P_y, P_z होते हैं। ये एक दूसरे के लम्बवत् (90° के कोण) होते हैं। अतः इनकी दिशात्मक प्रकृति होती है।

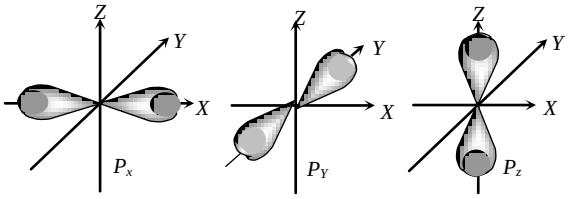


Fig. 2.7

(3) '*d*' कक्षक की आकृति

(i) 'd' उपकोश (l =2) के लिए 'm' के पाँच मान –2, –1, 0, +1, +2 हैं । यह दर्शाते हैं कि 'd' कक्षक में पाँच कक्षक होते हैं। जैसे $d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$. ।

(ii) प्रत्येक d-कक्षक आकृति, आकार एवं ऊर्जा में सममित होता है।

(iii) d-कक्षक की आकृति डबल डम्बलाकार होती है।

(iv) इसमें दिशात्मक गुण होते हैं।

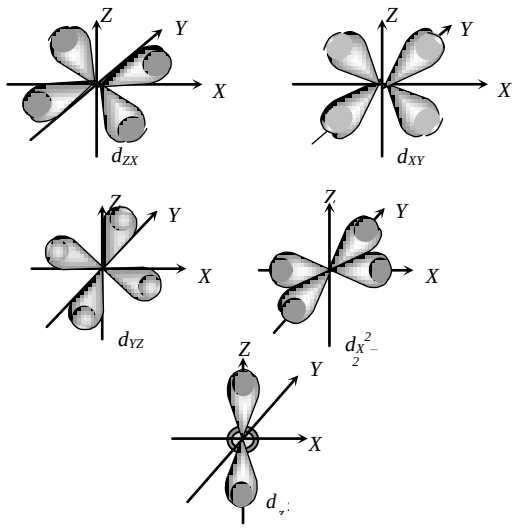


Fig. 2.8

(4) '*f*' कक्षक की आकृति

(i) 'f'-उपकोश (l=3) के लिए 'm' के सात मान –3, –2, –1, 0, +1,+2,+3 होते हैं। अतः इसके सात विन्यास (कक्षक) संभव हैं ।

$f_{x(x^2-y^2)}, f_{y(x^2-y^2)}, f_{z(x^2-y^2)}, f_{xyz}, f_{z^3}, f_{yz^2}$ and f_{xz^2}.

(ii) इसकी आकृति जटिल होती है।

विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने के नियम
(Rules for filling of electrons in various shell)

निम्नलिखित नियमों के अनुसार विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं।

(1) आफबाऊ सिद्धान्त (Aufbau's principle)

यह नियम बताता है कि अद्ध अवस्था में परमाणु कक्षक बढ़ते हुए ऊर्जा के क्रम में भरते हैं अर्थात् अद्ध अवस्था में इलेक्ट्रॉन सर्वप्रथम उपलब्ध निम्न ऊर्जा वाले कक्षकों को भरते हैं। विभिन्न कक्षकों की ऊर्जा का बढ़ता क्रम है।

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

(2) (*n*+*l*) नियम

उदासीन पृथक परमाणु में, एक कक्षक के लिये $(n + l)$ का मान जितना कम होगा, उसकी ऊर्जा कम होती है। हालाँकि यदि दो विभिन्न प्रकार के कक्षकों में $(n + l)$ का मान समान है तो कक्षक जिसकी n की मान कम होगा उसकी ऊर्जा भी कम हेागी ।

(3) पाऊली का अपवर्जन नियम (Pauli's exclusion principle)

इस नियम के अनुसार "एक परमाणु में दो इलेक्ट्रॉन की सभी चारों क्वाण्टम संख्यायें समान नहीं होती हैं।"

यदि एक परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन की क्वाण्टम संख्या $n = 1$, $l = 0$, $m = 0$ एवं $s = +1/2$ है तो दूसरे इलेक्ट्रॉन की चारों क्वाण्टम संख्या इसके समान नहीं हो सकती है। दूसरे शब्दों में, हम s के समान मान के साथ $1s$ कक्षक में दो इलेक्ट्रॉनों को नहीं रख सकते हैं।

कक्षकीय आरेख इलेक्ट्रॉन की सम्भावित व्यवस्था प्रदर्शित नहीं करता है।

1s

क्योंकि s, के केवल दो सम्भावित मान होते हैं, एक कक्षक में दो इलेक्ट्रॉन से ज्यादा नहीं हो सकते हैं।

(4) हुण्ड का अधिकतम बहुलता नियम (Hund's rule of maximum multiplicity)

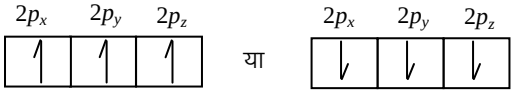
यह नियम समान उपकोश के समभ्रंश कक्षकों को भरने से सम्बन्धित है। इस नियम के अनुसार

"p, d एवं f कक्षकों में इलेक्ट्रॉन युग्मन तब तक नहीं होगा जब तक एक दिये गये उपकोश में उपलब्ध कक्षकों में समान चक्रण वाले एक–एक इलेक्ट्रॉन नहीं भर जाते हैं।"

यह इस तथ्य के कारण होता है। कि समान कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉन आवेश में सममित होते हैं एवं एक दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं। इलेक्ट्रॉन विभिन्न समभ्रंश कक्षकों में जाकर आपस में लगने वाले प्रतिकर्षण को न्यूनतम कर सकते हैं। कक्षकों के समभ्रंश समुच्चय में सभी अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों का समान चक्रण होता है।

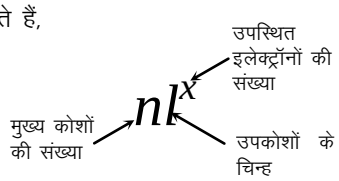
जैसा कि हम हुण्ड नियम को जानते हैं तो देखते है कि p कक्षकों में तीन इलेक्ट्रॉन कैसे व्यवस्थित होते हैं।

याद रखने योग्य तथ्य यह है कि सभी कक्षकों में इलेक्ट्रॉन समान्तर चक्रण में आने चाहिए अर्थात् या तो वामावर्त या दक्षिणावर्त ।



तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
(Electronic configuration of elements)

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखने की उपरोक्त विधि कुछ कठिन है, इसलिए इसके स्थान पर परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखने के लिए निम्न संकेत का उपयोग करते हैं,



कुछ अनापेक्षित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

कुछ अपवाद महत्वपूर्ण है क्योंकि वे सामान्य तत्व के साथ है जैसे क्रोमियम तथा कॉपर ।

Cu में 29 इलेक्ट्रॉन होते हैं। इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ होना चाहिए किन्तु वास्तव में विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ है और ये अभिविन्यास अधिक स्थायी है। इसी तरह *Cr* का विन्यास $1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ की जगह $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ है।

अर्धपूरित एवं पूर्णपूरित उपकोशों की अधिक स्थायित्वता के लिये उत्तरदायी कारक हैं,

(i) ***सममित वितरण*** *(Symmetrical distribution)* : यह अच्छी तरह जाना गया तथ्य है कि सममिति स्थायित्वता प्रदान करती है। इसलिये इलेक्ट्रॉनों के सममित वितरण के कारण समान उपकोशों के सभी कक्षक जिनका अभिविन्यास या तो पूर्णपूरित हो या अर्धपूरित हो स्थायी होते हैं।

(ii) ***विनियम ऊर्जा*** *(Exchange energy)* : समभ्रंश कक्षकों में उपस्थित समान्तर चक्रण वाले इलेक्ट्रॉन अपनी स्थिति में विनियम करते हैं। इस विनिमय के दौरान उत्सर्जित ऊर्जा विनिमय ऊर्जा कहलाती है। जब समभ्रंश कक्षक अर्धपूरित या पूर्णपूरित होते हैं तब विनिमयों की संख्या अधिकतम होती हैं, परिणामस्वरुप, विनियम ऊर्जा अधिक होती है तो स्थायित्वता भी अधिक होती है।

Note.

- ✓ दृश्य क्षेत्र की सभी रेखायें बामर श्रेणी में होती हैं किन्तु इसका व्युत्क्रम सत्य नहीं है अर्थात् सभी बामर रेखायें दृश्य क्षेत्र में नहीं गिरेगी ।
- ✓ उपान्तिम कोश तक परमाणु का एक भाग कर्नल या परमाणु कोर कहलाता है।
- ✓ यदि एक हाइड्रोजन परमाणु को दी गई ऊर्जा 13.6 eV से कम होती है तो यह केवल वो क्वान्टा अवशोषित करेगा जो उसे निश्चित उच्च ऊर्जा स्तर तक ले जायेगें अर्थात् वो सभी फॉटोन जिनकी ऊर्जा नियत ऊर्जा स्तर से कम या अधिक होगी वो हाइड्रोजन परमाणु द्वारा अवशोषित नहीं होंगे किन्तु यदि हाइड्रोजन परमाणु को दी गई ऊर्जा 13.6eV से अधिक होगी तो सभी फॉटोन अवशोषित होते हैं। और अधिक ऊर्जा उत्सर्जित फोटोइलेक्ट्रॉन को गतिज ऊर्जा की तरह दिखती है।
- ✓ किसी कक्षक में नोडों की संख्या $= (n - l - 1)$
- ✓ किसी कक्षक में नोडल तल की संख्या $= l$
- ✓ d कक्षक जिसमें चार लोब नहीं होते हैं, d_{z^2} है।
- ✓ अक्षों के बीच उपस्थित d कक्षक $d_{x^2-y^2}$ है।
- ✓ चक्रण कोणीय संवेग $= \sqrt{s(s+1)}\,\frac{h}{2\pi}$
- ✓ कुल चक्रण $= \pm\frac{n}{2}$; जहाँ n अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों (e^-) की संख्या है।
- ✓ चुम्बकीय आघूर्ण $= \sqrt{n(n+2)}$ B.M. (बोहर मेग्नेट्रॉन) अयुग्मित n इलेक्ट्रॉनों का
- ✓ d या f कक्षक में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन का आयन रंगीन होगा।
- ✓ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के अपवाद हैं $Cr(24)$, $Cu(29)$, $Mo(42)$, $Ag(47)$, $W(74)$, $Au(79)$.
- ✓ तरंगों की संख्या $n = \frac{2\pi r}{\lambda}$ (जहाँ $\lambda = \frac{h}{mv}$)
- ✓ प्रति सेकेण्ड e^- के घूमनें की संख्या $= \frac{v}{2\pi r}$.
- ✓ श्रोडिंजर तंरग समीकरण का हल मुख्य, द्विगंशी एवं चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या देता है किन्तु चक्रण क्वाण्टम संख्या नहीं देता है।
- ✓ रिडबर्ग सूत्र में, जब $n_2 = \infty$ हो तो उत्पन्न रेखा उस श्रेणी की सीमा रेखा कहलाती है।
- ✓ दृश्य प्रकाश के विभिन्न रुपों के बीच बैगनी प्रकाश की तरंगधैर्य निम्न होती है ऊर्जा तथा आवृति अधिकतम होती है।
- ✓ दृश्य प्रकाश में लाल रंग के प्रकाश की तरंगधैर्य उच्च होती है किन्तु आवृति तथा ऊर्जा न्यून होती है।
- ✓ तत्व रैखीय वर्णक्रम देते हैं। रेखीय वर्णक्रम इसे उत्पन्न करने वाले उत्तेजित परमाणु की लाक्षणिकता है। दो तत्वों का सममित रैखीय वर्णक्रम नहीं हो सकता है।
- ✓ रैखीय वर्णक्रम तत्वों के परमाणुओं से विकिरित उत्सर्जन का परिणाम है और इसलिये यह परमाण्विक वर्णकृम कहलाता है।
- ✓ परमाणु रैखीय वर्णक्रम देते हैं (परमाण्विक वर्णक्रम कहलाता है) और अणु बैण्ड वर्णक्रम देते हैं (आण्विक वर्णक्रम कहलाता है)।
- ✓ वह ऋणात्मक विभव जिस पर प्रकाश वैद्युत धारा शून्य हो जाती है निरोधी विभव कहलाता है।
- ✓ जब विसरित किरण की ऊर्जा या आवृति आपतित किरण से कम होती है तो यह क्रॉम्पटन प्रभाव कहलाता है।
- ✓ सौर वर्णक्रम नापने के लिये उपयोगी यंत्र स्पेक्ट्रोमीटर या स्पेक्ट्रोग्राफ कहलाता है यह 1859 में बुनसेन और किरचॉफ द्वारा विकसित किया गया था।
- ✓ वर्णक्रम रेखाओं की तीव्रतायें n का मान बढ़ने के साथ घटती हैं उदाहरण के लिये प्रथम लाइमेन रेखा की तीव्रता $(2 \to 1)$ दूसरी रेखा $(3 \to 1)$ से अधिक होती है।
- ✓ हाइड्रोजन वर्णक्रम की बामर श्रेणी में प्रथम रेखा $(3 \to 2)$ L_α रेखा की कहलाती है। द्वितीय रेखा $(4 \to 2)$ L_β रेखा है। अनन्त ऊर्जा कोश की रेखा सीमा रेखा कहलाती है।