अध्याय–2
परमाणु संरचना एवं आवर्त सारणी
ATOMIC STRUCTURE AND PERIODIC TABLE

2.1 प्रस्तावना (Introduction) –

प्राचीन भारतीय दार्शनिकों ने पदार्थ की विभाज्यता के मत के बारे में लगभग 500 ईसा पूर्व अपने विचार व्यक्त किये थे। भारतीय दार्शनिक ''महर्षि कणाद'' ने प्रतिपादित किया था कि यदि हम द्रव्य को विभाजित करते जाएं तो हमें छोटे छोटे कण प्राप्त हो जाएंगे और अन्त में एक सीमा आएगी तब प्राप्त कण को पुनः विभाजित नहीं किया जा सकेगा अर्थात् वह सूक्ष्मतम कण अविभाज्य रहेगा। इस अविभाज्य सूक्ष्मतम कण को उन्होंने परमाणु कहा।

महर्षि कणाद

एक अन्य भारतीय दार्शनिक ''पकुधा कात्यायाम'' ने स्पष्ट किया कि ये कण सामान्यतया संयुक्त रूप से पाए जाते हैं, जो हमें द्रव्य के भिन्न भिन्न रूप प्रदान करते हैं। ये सभी सुझाव दार्शनिक विचारों पर आधारित थे। उन विचारों की वैद्यता सिद्ध करने के लिये 18वीं शताब्दी तक कोई अधिक प्रयोगात्मक कार्य नहीं हुए थे।

सन् 1808 ई. में रसायनज्ञ, जॉन डाल्टन ने द्रव्यों की प्रकृति के बारे में एक आधारभूत सिद्धान्त प्रस्तुत किया। डॉल्टन का यह सिद्धान्त रासायनिक संयोजन के नियम पर आधारित था। उन्होंने परमाणु को द्रव्य का एक कण माना जो अविभाज्य होता है तथा जो रासायनिक क्रियाओं की इकाई होता है।

19वीं शताब्दी के अन्त तक ऐसा प्रतीत होने लगा कि परमाणु स्वयं कई छोटे कणों से बना होता है। ये अवपरमाणुक कण कहलाते हैं। इन अवपरमाणुक कणों की खोज ने डॉल्टन के इस परमाणु सिद्धान्त को गलत साबित कर दिया जिसके अनुसार परमाणु अविभाज्य था। इन अवपरमाणुक कणों में इलेक्ट्रॉन व प्रोटॉन दो मूल कण थे। इलेक्ट्रॉन एवं प्रोटॉन परमाणु के भीतर किस तरह व्यवस्थित रहते हैं इसको समझाने के लिए बहुत से वैज्ञानिकों ने भिन्न भिन्न प्रकार के मॉडल प्रस्तुत किए।

2.2 परमाणु के चिरसम्मत प्रतिरूप का विकास (Development of Classical Model of an Atom) –

परमाणु के प्रतिरूप को समझाने के लिए विभिन्न वैज्ञानिकों ने अपने मॉडल प्रस्तुत किए –

1. थॉमसन का परमाणु मॉडल
2. रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल
3. बोर का परमाणु मॉडल
4. सोमरफील्ड विस्तार

जिनका अध्ययन आप पूर्व की कक्षाओं में कर चुके हैं।

परमाणु का आधुनिक सिद्धान्त – अभी तक के परमाणु प्रतिरूप के अध्ययन से यह निष्कर्ष निकलता है कि इलेक्ट्रॉन साधारण कणों की तरह गतिशील रहते हैं लेकिन सन् 1927 में डेविसन एवं जर्मर ने इलेक्ट्रॉन विवर्तन (Diffraction) के द्वारा सिद्ध कर दिखाया कि इलेक्ट्रॉन की गति के साथ संवेग तरंग–दैर्ध्य भी सम्मिलित होती है तथा इलेक्ट्रॉन के कई गुण, उसकी तरंग के रूप में गति मानकर समझाए जा सकते हैं। प्रकाश की तरह इलेक्ट्रॉनों का द्वैतीकण तरंग स्वरूप होने से, उसका स्थिर वृत्ताकार या दीर्घ वृत्ताकार कक्षाओं में, कण के रूप में परिक्रमा करने वाला चित्र अव्यावहारिक है। अतः आजकल इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा/गति की गणना करने के लिए नई प्रणाली अपनाई गई है जो तरंग यांत्रिकी (Wave Mechanics) कहलाती है। इस प्रणाली के तीन आधारभूत सिद्धान्त हैं –

(1) दे–ब्रॉग्ली का इलेक्ट्रॉन की द्वेत प्रकृति का सिद्धान्त।
(2) हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता का सिद्धान्त।
(3) श्रोडिंजर का तरंग समीकरण।

(1) दे–ब्रॉग्ली का इलेक्ट्रॉन की द्वेत प्रकृति का सिद्धान्त– 1924 में फ्रांसिसी वैज्ञानिक दे–ब्रॉग्ली ने प्रस्तावित किया कि जिस प्रकार ग्रेटिंग में से गुजरने पर प्रकाश किरण पुंज विवर्तित होती है उसी प्रकार इलेक्ट्रॉन किरण पुंज भी एक क्रिस्टलीय ठोस में से गुजरने पर विवर्तित होती है। न्यूट्रॉन विवर्तन की अत्याधुनिक घटना भी दे–ब्रॉग्ली के विचारों की पुष्टि करती है। दे–ब्रॉग्ली के अनुसार इलेक्ट्रॉन की प्रकृति दोहरी होती है तथा यह एक ही समय में कण एवं तरंग दोनों के जैसा व्यवहार करता है।

आइन्सटीन के अनुसार द्रव्यमान तथा ऊर्जा में निम्न संबंध होता है –

$E = mc^2$ .... (1)

जहां E ऊर्जा, m पिण्ड अथवा फोटॉन का द्रव्यमान और c इसका वेग है।

प्लांक के अनुसार किसी फोटॉन की ऊर्जा

$E = h\nu$ .... (2)

जहां h प्लांक का स्थिरांक है तथा ν उसकी आवृत्ति है।

समीकरण (1) तथा (2) से –

$$mc^2 = h\nu$$

$$mc^2 = h.\frac{c}{\lambda} \quad \left(\because \nu = \frac{c}{\lambda}\right)$$

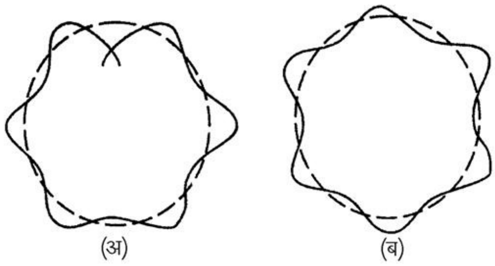
$$mc = \frac{h}{\lambda} \text{ या } \lambda = \frac{h}{mc}$$

दे–ब्रॉग्ली के अनुसार यदि फोटॉन की जगह कोई कण होता तो भी उससे यही समीकरण प्राप्त होता।

$$\lambda = \frac{h}{mv} \text{ (यहां v कण का वेग है)}$$

यही समीकरण **दे–ब्रॉग्ली समीकरण** कहलाती है तथा इलेक्ट्रॉनों के लिए इसे सत्य पाया गया। इलेक्ट्रॉन अथवा अन्य द्रव्य कणों से सम्बद्ध इन तरंगों को द्रव्य तरंगें (Matter Waves) कहते हैं। बड़े कणों के लिए संहति अधिक होने से तरंग दैर्ध्य का मान नगण्य हो जाता है और उसकी उपेक्षा की जा सकती है।

दे–ब्रॉग्ली संबंध का महत्व (Importance of de-Broglie's Relation) – बोर अपनी अभिधारणा का कोई स्पष्टीकरण नहीं कर पाया कि इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $\frac{h}{2\pi}$ का पूर्णांक गुणज अर्थात् $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ क्यों होता है, किन्तु डी–ब्रॉग्ली सिद्धान्त के आधार पर इसे आसानी से समझा जा सकता है –



चित्र 2.1 (अ) : बिना कला या आकृति के काटती हुई तरंग
(ब) आकृति या कला में निरन्तर तरंग

दे–ब्रॉग्ली सिद्धान्त के अनुसार इलेक्ट्रॉन न केवल कण है बल्कि उसमें तरंग गुण भी विद्यमान है। एक तरंग कला में तभी रह सकती है जबकि उसकी परिधि तरंग–दैर्ध्य λ की सरल गुणक हो। अर्थात् $2\pi r = n\lambda$

जहां r कक्षा की त्रिज्या तथा n = 1, 2, 3, 4, ... आदि है।

डी–ब्रॉग्ली समीकरण के अनुसार –

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

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

$$\text{या } mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

यही बोर की अभिधारणा है।

उदाहरण 1 : 1.0 mg द्रव्यमान वाले पिण्ड की तरंग– दैर्ध्य की गणना कीजिये जो 10 ms^{-1} वेग से घूम रहा हो।

हल : हम जानते हैं कि – $\lambda = \frac{h}{mv}$

यहां $m = 1 \text{ mg} = 10^{-6}$ Kg

$v = 10 \text{ ms}^{-1}$

$h = 6.625 \times 10^{-34} \text{ Kg m}^2\text{s}^{-1}$

$$\text{अतः } \lambda = \frac{6.625 \times 10^{-34}}{10^{-6} \times 10} = 6.625 \times 10^{-29} \text{ m}$$

उदाहरण 2 : सोडियम प्रकाश के एक फोटॉन का द्रव्यमान ज्ञात कीजिये जिसकी तरंग दैर्ध्य 5894 A^0 तथा वेग 3×10^8 ms^{-1} है।

हल : हम जानते हैं कि $\lambda = \frac{h}{mv}$

या $m = \frac{h}{\lambda v}$

यहां $\lambda = 5894\,Å = 5894 \times 10^{-10}$ m

$v = 3 \times 10^8\ ms^{-1}$

$h = 6.6 \times 10^{-34}\ Kg\ m^2 s^{-1}$

अतः $m = \frac{6.6 \times 10^{-34}}{5894 \times 10^{-10} \times 3 \times 10^8}$

$= 3.74 \times 10^{-36}$ Kg

(2) हाइजेनबर्ग का अनिष्चितता का सिद्धान्त (Heisenberg's Uncertainity Principle) – अंतरिक्ष में घूमने वाले समस्त पिण्ड एक निश्चित पथ पर घूमते हैं, चाहे वे किसी भी आकार के हों, जिससे उनके संवेग तथा उनकी स्थिति को यथार्थता के साथ ज्ञात किया जा सकता है लेकिन इलेक्ट्रॉन जैसे छोटे कणों की स्थिति तथा उनका संवेग यथार्थता के साथ ज्ञात नहीं किया जा सकता है। सन् 1927 में हाइजेनबर्ग ने ऐसे द्वेती प्रकृति वाले कणों एवं विकिरणों के लिए अनिश्चितता का सिद्धान्त प्रतिपादित किया। उनके अनुसार – **"किसी भी क्षण किसी सूक्ष्म कण की स्थिति व संवेग दोनों के मानों को यथार्थता के साथ ज्ञात करना संभव नहीं है।"**

उनके द्वारा प्रतिपादित समीकरण निम्नलिखित है –

$$\Delta p_x \times \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

जहां, Δp_x = x अक्ष में कण के संवेग की अनिश्चितता तथा

Δx = x अक्ष में कण की स्थिति की अनिश्चितता है।

अतः यदि एक मापन की अनिश्चितता को कम करेंगे तो दूसरे की अनिश्चितता का मान बढ़ जाएगा क्योंकि दोनों की अनिश्चितता का गुणनफल कम से कम $\frac{h}{4\pi}$ के बराबर होता है। इसके परिणामस्वरूप परमाणु के भीतर इलेक्ट्रॉन की कोई निश्चित स्थिति या कक्षा नहीं मानी जा सकती। यह केवल प्रायिकता (Probability) का ही मामला है जिससे इलेक्ट्रॉन के एक स्थान की अपेक्षा दूसरे स्थान पर पाए जाने की अधिक संभावना को व्यक्त किया जा सकता है।

(3) श्रोडिंजर का तरंग समीकरण (Schrodinger's Wave Equation) – दे–ब्रॉग्ली परिकल्पना तथा हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता के सिद्धान्त के आधार पर श्रोडिंगर ने एक नया प्रतिरूप विकसित किया जिसे क्वान्टम यांत्रिकी प्रतिरूप के नाम से जाना जाता है। इस प्रतिरूप में इलेक्ट्रॉन के व्यवहार को एक तरंग समीकरण के रूप में प्रदर्शित किया जिसे श्रोडिंगर समीकरण कहा जाता है –

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

जहां x, y तथा z तीनों निर्देशांक हैं।

m = इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान,

h = प्लांक का स्थिरांक,

E = इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा,

V = इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा,

ψ = तरंग फलन (Wave Function) है।

ψ^2 (तरंग फलन का वर्ग) का मान इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की संभावना को प्रदर्शित करता है। ψ^2 का मान जितना अधिक होगा, इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की संभावना भी उतनी ही अधिक होगी। परमाणवीय नाभिक के लिए ψ^2 का मान शून्य होता है अर्थात् इलेक्ट्रॉन कभी भी नाभिक में प्रवेश नहीं कर सकता। **वह क्षेत्र जहां इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की संभावना अधिक है, कक्षक कहलाता है।** (इसका विस्तृत विवरण आगे दिया जा रहा है।)

प्रत्येक इलेक्ट्रॉन के लिए ऊर्जा एवं कोणीय संवेग का मान निश्चित होता है। एक कक्षक से दूसरे कक्षक की ओर जाने में इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा एवं कोणीय संवेग के मान में परिवर्तन लगातार नहीं होता वरन् उनमें कुछ निश्चित मानों का अन्तर होता है। अर्थात् वे क्वान्टीकृत (quantized) होते हैं। ऊर्जा के इन क्वान्टीकृत मानों को **क्वान्टम संख्या (Quantum Numbers)** कहा जाता है।

क्वाण्टम संख्याएं (Quantum Numbers) – एक परमाणु में इलेक्ट्रॉन की स्थिति और प्रकृति का वर्णन करने के लिये चार नियतांकों की आवश्यकता होती है जिन्हें **क्वाण्टम संख्याएं** कहते हैं।

1. मुख्य क्वाण्टम संख्या (n) (Principal Quantum Number) – यह क्वाण्टम संख्या परमाणु के आकार के बारे में बताती है। इसके K, L, M, N, …….. कोश को क्रमशः क्वाण्टम संख्या n= 1, 2, 3, 4, …….. आदि मानों से प्रदर्शित किया जाता है। n का मान शून्य नहीं होता है। एक कोश में अधिकतम $2n^2$ इलेक्ट्रॉन रह सकते हैं अर्थात्

n=1 (K कोश) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉन की संख्या =

$= 2 \times 1^2 = 2$ इलेक्ट्रॉन

n=2 (L कोश) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉन की संख्या =

$= 2 \times 2^2 = 8$ इलेक्ट्रॉन

n=3 (M कोश) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉन की संख्या =
= 2 x 3^2 = 18 इलेक्ट्रॉन

n=4 (N कोश) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉन की संख्या =
= 2 x 4^2 = 32 इलेक्ट्रॉन

2. दिगंशी क्वाण्टम संख्या (*l*) (Azimuthal Quantum Number) – यह क्वाण्टम संख्या कक्षक की आकृति के बारे में बताती है। एक ही कोश में विभिन्न उपकोश होते हैं, इलेक्ट्रॉन किस उपकोश में उपस्थित हैं और उपकोश की आकृति क्या है तथा कक्षकीय कोणीय संवेग के कारण इलेक्ट्रॉन ऊर्जा क्या है, इन सबका निर्धारण यही क्वाण्टम संख्या करती है।

मुख्य क्वाण्टम संख्या n के लिये *l* के मान 0 से n–1 तक होते हैं अर्थात् किसी कोश में मुख्य क्वाण्टम संख्या के बराबर उपकोश होते हैं।

n=1 हो तो *l* = 0 एक उपकोश s

n=2 हो तो *l* = 0, 1 दो उपकोश s, p

n=3 हो तो *l* = 0, 1, 2 तीन उपकोश s, p , d

n=4 हो तो *l* = 0, 1, 2, 3 चार उपकोश s, p, d, f

उपकोशों के ये संकेत स्पैक्ट्रम की रेखाओं sharp, principal, diffused तथा fundamental के नाम के प्रथम अक्षर हैं। किसी उपकोश में अधिकतम 2 (2*l* + 1) इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं।

l = 0 (s-subshell) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 2 [(2 × 0) + (1)] = 2 इलेक्ट्रॉन

l = 1 (p-subshell) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 2 [(2 × 1) + (1)] = 6 इलेक्ट्रॉन

l = 2 (d-subshell) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 2 [(2 × 2) + (1)] = 10 इलेक्ट्रॉन

l = 3 (f-subshell) हो तो अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 2 [(2 × 3) + (1)] = 14 इलेक्ट्रॉन

s-उपकोश की आकृति गोलाकार, p-उपकोश की आकृति डम्बलाकार, d-उपकोश की आकृति द्विडम्बलाकार, तथा f-उपकोश की आकृति जटिल होती है। इन उपकोशों की ऊर्जा का क्रम निम्नानुसार होता है – f > d > p > s

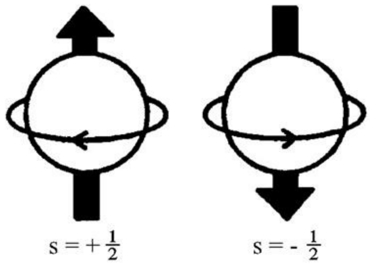
3. चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या (m) (Magnetic Quantum Number) – यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन अभ्र के त्रिविमीय आकाश में अभिविन्यास (Orientation) अर्थात् कक्षक (Orbital) के बारे में बताती है। इसका मान *l* के मान पर निर्भर करता है। *l* के किसी मान के लिये m के कुल मान (2 *l* +1) होते हैं। ये मान –l से +l तक होते हैं। m का प्रत्येक मान एक कक्षक को दर्शाता है, इसमें अधिकतम दो इलेक्ट्रॉन रह सकते हैं।

यदि *l* = 0 हो तो, m = [(2 × 0) + (1)] = 1; m का मान = 0 (s कक्षक)

यदि *l* = 1 हो तो, m = [(2 × 1) + (1)] = 3; m का मान = (-1, 0, +1) ($p_x p_z p_y$ कक्षक)

यदि *l* = 2 हो तो, m = [(2 × 2) + (1)] = 5; m का मान = (-2, -1, 0, +1, +2) ($d_{xy} d_{yz} d_{z^2} d_{zx} d_{x^2-y^2}$ कक्षक)

4. चक्रण क्वाण्टम संख्या (s) (Spin Quantum Number) – यह क्वाण्टम संख्या किसी इलेक्ट्रॉन के चक्रण की दिशा के बारे में बताती है। इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर कक्षीय गति करने के साथ ही अपने अक्ष पर भी ठीक उसी प्रकार चक्रण करते हैं जिस प्रकार हमारी पृथ्वी सूर्य के चारों ओर कक्षीय गति के साथ–साथ अपनी धुरी पर घूमती है।



चित्र 2.2 : इलेक्ट्रॉन का अपने अक्ष पर चक्रण

इलेक्ट्रॉन अपने कक्ष पर दो ही प्रकार से चक्रण कर सकता है – दक्षिणावर्त्त (clockwise) तथा वामावर्त्त (Anticlockwise)। इन चक्रणों के लिये क्वाण्टम संख्या का मान क्रमशः $+\frac{1}{2}$ व $-\frac{1}{2}$ होता है। इन्हें तीरों ↑↓ द्वारा भी प्रदर्शित किया जाता है।

2.6 परमाणु के बारे में कुछ मूलभूत तथ्य (Some Fundamental Facts about Atoms) –

2.6.1 न्यूक्लिऑन (Nucleon) – परमाणु के नाभिक में उपस्थित कणों (प्रोटॉन व न्यूट्रॉन) को सम्मिलित रूप से **न्यूक्लिऑन** कहते हैं।

2.6.2 परमाणु क्रमांक (Z) (Atomic Number) – मोज़ले ने 1919 में सिद्ध किया कि परमाणु नाभिक पर उपस्थित धनावेशित इकाइयों की संख्या उसके परमाणु क्रमांक के बराबर होती है क्योंकि परमाणु उदासीन होता है। अतः उसमें धनावेशित इकाइयों की संख्या के समान ही ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन की संख्या भी उपस्थित होती है।

परमाणु क्रमांक (Z) = नाभिकीय प्रोटॉन की संख्या (p) = कक्षकीय इलेक्ट्रॉन (e) की संख्या

किन्हीं भी दो तत्त्वों का परमाणु क्रमांक समान नहीं हो सकता है अतः परमाणु क्रमांक तत्त्व का मौलिक गुण है।

2.6.3 द्रव्यमान संख्या (A) (Mass Number) – किसी तत्त्व के परमाणु द्रव्यमान के निकटतम पूर्णांक को द्रव्यमान संख्या कहते हैं तथा यह उस तत्त्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन की संख्या के योग के बराबर होता है।
द्रव्यमान संख्या (A) = नाभिकीय प्रोटॉन की संख्या (p) + न्यूट्रॉन की संख्या (n)

2.6.4 समस्थानिक (Isotopes) – एक ही तत्त्व के विभिन्न परमाणु जिनके परमाणु क्रमांक समान एवं द्रव्यमान संख्या भिन्न भिन्न हों, उन्हें **समस्थानिक** कहते हैं। जैसे –
1. ${}_1H^1$, ${}_1D^2$, ${}_1T^3$ 2. ${}_6C^{12}$, ${}_6C^{13}$, ${}_6C^{14}$
3. ${}_7N^{14}$, ${}_7N^{15}$

2.6.5 सममारिक (Isobars) – विभिन्न तत्त्वों के परमाणु जिनके परमाणु क्रमांक भिन्न–भिन्न हों लेकिन द्रव्यमान संख्या समान हो, उन्हें **सममारिक** कहते हैं। जैसे –
1. ${}_1H^3$, ${}_2He^3$ 2. ${}_6C^{14}$, ${}_7N^{14}$

2.6.6 समन्यूट्रॉनिक (Isotones) – विभिन्न तत्त्वों के परमाणु जिनके परमाणु क्रमांक भिन्न–भिन्न हों तथा न्यूट्रॉनों की संख्या समान हों जैसे –
1. ${}_6C^{14}$, ${}_7N^{15}$ (न्यूट्रॉन = 8)
2. ${}_{17}Cl^{37}$, ${}_{18}Ar^{38}$, ${}_{19}K^{39}$, ${}_{20}Ca^{40}$ (न्यूट्रॉन = 20)

2.6.7 परमाणु के कुछ अन्य कण (Some Other Particles of Atom) –

सारणी 2.1

कण (Particle)	आवेश	द्रव्यमान	खोजकर्ता	सन्
पॉजिट्रॉन (Positron)	इकाई धनावेश	इलेक्ट्रॉन के समान	सी.डी. एण्डरसन	1932
मेसॉन (Meson)	धन, ऋण या शून्य	इलेक्ट्रॉन से अधिक, प्रोटॉन से कम	यूकावा	1935
न्यूट्रिनो (Neutrino)	शून्य	इलेक्ट्रॉन से कम	पॉलिंग	1927
एन्टीप्रोटोन (Antiproton)	इकाई– –ऋणावेश	प्रोटॉन के समान	सिगरे	1955
एन्टीन्यूट्रॉन (Antineutron)	शून्य	न्यूट्रॉन के समान	कॉर्क	1956

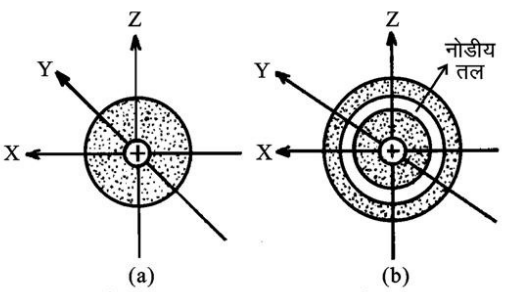
2.6.8 कक्ष व कक्षक में अन्तर (Difference between Orbit and Orbital) –

सारणी 2.2

क्र.सं.	कक्ष	कक्षक
1.	कक्ष की अवधारणा बोर ने दी थी।	कक्षक की अवधारणा तरंग यान्त्रिकी सिद्धान्त का परिणाम है।
2.	कक्ष एक द्विविमीय (Two-dimensional) पथ है जिसमें इलेक्ट्रोन घूमता है।	कक्षक एक त्रिविमीय (Three-dimensional) स्थान है जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावना अधिकतम होती है।
3.	इसे निरूपित करने हेतु : 'n' मुख्य क्वाण्टम संख्या का प्रयोग किया जाता है।	इसे निरूपित करने हेतु : तीन क्वाण्टम संख्याएं n - मुख्य, *l*-दिगंशी, m-चुम्बकीय का प्रयोग किया जाता है।
4.	कक्ष में रहने वाले अधिकतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या =$2n^2$ (n कक्ष की संख्या को प्रदर्शित करता है)	कक्षक में रहने वाले अधिकतम इलेक्ट्रॉन की संख्या =2 होती है, जो विपरीत चक्रण वाले होते हैं।

2.6.9 परमाणु कक्षकों का आकार एवं अभिविन्यास (Shape and Orientation of Atomic Orbitals) –

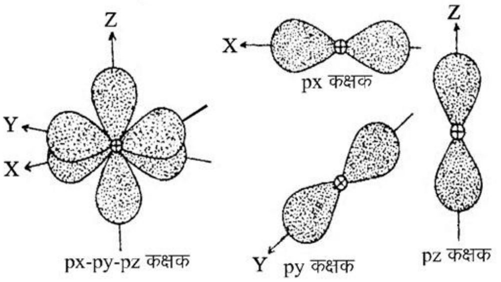
1. 1s–कक्षक – यह कक्षक सममित गोलाकार आकृति के होते हैं, इनमें नाभिक के चारों ओर प्रत्येक दिशा में इलेक्ट्रॉन पाए जाने की प्रायिकता समान होती है। कक्षकों का आकार मुख्य क्वाण्टम संख्या के मान पर निर्भर करता है। 2s कक्षक में कक्षक के अन्दर ही नाभिक के चारों ओर एक निश्चित रिक्त स्थान होता है। जहां इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता लगभग शून्य होती है। यह **नोडीय तल** कहलाता है।



(a) 1s कक्षक (b) 2s कक्षक

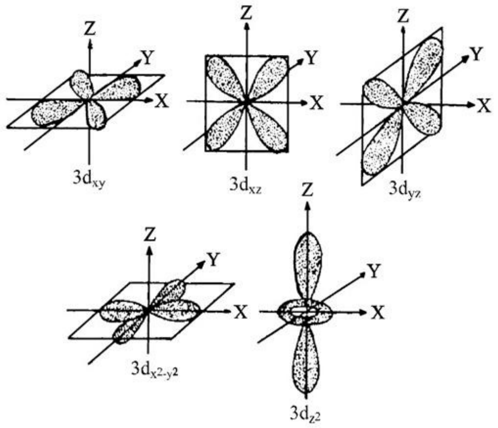
चित्र 2.3 : S–कक्षकों की आकृतियाँ

2. p–कक्षक – p–कक्षकों की आकृति डम्बल जैसी होती है, इसमें दो पिण्डक (Lobes) होते हैं। दोनों पिण्डकों में इलेक्ट्रॉन पाए जाने की प्रायिकता बराबर होती है। p–कक्षक X, Y तथा Z अक्ष पर अभिविन्यासित होते हैं। ये दिशात्मक होते हैं। इनकी ऊर्जा समान होती है। इन्हें p_x, p_y और p_z से प्रदर्शित करते हैं। ये **समभ्रंश (Degenerate) कक्षक** कहलाते हैं।



चित्र 2.4 : p–कक्षकों की आकृतियाँ

3. d–कक्षक – d–कक्षकों की आकृति द्विडम्बल जैसी होती है। इन कक्षकों की उपस्थिति तीसरे कोश से प्रारम्भ होती है। एक कोश में पाँच d कक्षक होते हैं जिनकी ऊर्जा समान होती है। इन कक्षकों को dxy, dyz, dzx कक्षकों के पिण्डक इन अक्षों के मध्य होते हैं। जबकि $d_{x^2-y^2}$ तथा d_{z^2} कक्षकों के पिण्डक इन अक्षों पर स्थित होते हैं।



चित्र 2.5 : d–कक्षकों की आकृतियाँ

2.7 नाभिक के बाह्य इलेक्ट्रॉनों का वितरण (Distribution of Extra Nuclear Electrons)

2.7.1 बोर–बरी योजना – नाभिक के बाहर कक्षों में इलेक्ट्रॉन की व्यवस्था को **बोर–बरी योजना** कहते हैं।

2.7.2 ऑफबाऊ सिद्धान्त – यह एक जर्मन शब्द है जिसका अर्थ होता है बनाना अर्थात् निर्माण करना (building up all construction) – इस सिद्धान्त के अनुसार किसी भी परमाणु के इलेक्ट्रॉन को कक्षकों की ऊर्जा के बढ़ते क्रम में भरते हैं अर्थात् कम ऊर्जा वाला कक्षक पहले तथा अधिक ऊर्जा वाला कक्षक बाद में भरा जाता है। इसके अन्तर्गत निम्न कार्यकारी नियम है –

(1) पाउली का अपवर्जन सिद्धान्त (Pauli's Exclusion Principle) – पाउली ने 1925 में बताया कि किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्वाण्टम संख्याओं का मान समान नहीं हो सकता है अर्थात् एक कक्षक के दोनों इलेक्ट्रॉनों का चक्रण सदैव विपरीत होता है समानान्तर नहीं। अतः

[↑↑] या [↓↓] अमान्य   [↑↓] मान्य

(2) हुंड का अधिकतम बहुकता नियम (Hund's Rule of Maximum Multiplicity) – इस नियम के अनुसार यदि समान ऊर्जा स्तर वाले रिक्त कक्षक उपलब्ध हों तो इलेक्ट्रॉन पहले रिक्त कक्षक में जाएगा और जब सारे कक्षक एक एक इलेक्ट्रॉन द्वारा भर जाएंगे तो दूसरे इलेक्ट्रॉन द्वारा युग्मन होगा। उदाहरणार्थ – नाइट्रोजन (परमाणु क्रमांक 7) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास – N (7) = $1s^2$, $2s^2$, $2px^1py^1pz^1$ या

$1s^2$	$2s^2$	$2px^1$	$2py^1$	$2pz^1$
↑↓	↓↑	↑	↑	↑

ऑक्सीजन (परमाणु क्रमांक 8) का इलेक्ट्रोनिक विन्यास –
O (8) = $1s^2$, $2s^2$, $2px^2py^1pz^1$ या

$1s^2$	$2s^2$	$2px^2$	$2py^1$	$2pz^1$
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

(3) (n+*l*) नियम – इस नियम के अनुसार जिस कक्षक के लिए (n+*l*) का मान निम्नतम हो उसमें पहले इलेक्ट्रॉन भरा जाता है और यदि दो कक्षकों के लिए (n+*l*) के मान बराबर हों तो वह कक्षक पहले भरा जाएगा जिसके लिए n का मान कम हो। यहां n मुख्य क्वाण्टम संख्या और *l* दिगंशी क्वाण्टम संख्या है। उदाहरणार्थ –

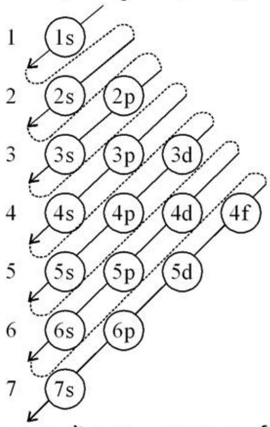
सारणी 2.3

कक्षक का प्रकार	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
n का मान	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	6	6	6	6
l का मान	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	0	1	2	3
(n+*l*) का मान	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	6	7	8	9

कक्षकों के उपर्युक्त (n+ l) मान से कक्षकों का बढ़ता हुआ ऊर्जा क्रम दर्शाया जा सकता है –

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

सरलता के लिए निम्नलिखित चित्र द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है – s p d f



चित्र 2.6 : कक्षकों का बढ़ता हुआ ऊर्जा क्रम

(4) अर्द्धपूरित एवं पूर्णपूरित कक्षकों का स्थायित्व (Stability of half filled and full filled Orbitals) – एक ही उपकोश के अर्द्धपूरित कक्षकों (p^3, d^5 और f^7) और पूर्णपूरित कक्षकों (p^6, d^{10} और f^{14}) का स्थायित्व अन्य स्थितियों की अपेक्षा अधिक होता है अतः एक या दो इलेक्ट्रॉनों के संक्रमण से कभी–कभी ऊर्जा स्तर अर्द्धपूरित या पूर्णपूरित होने का प्रयत्न करते हैं। उदाहरणार्थ –

सारणी 2.4

तत्व	परमाणु क्रमांक	बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	वास्तविक बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
Cr	24	$3d^4 4s^2$	$3d^5 4s^1$
Cu	29	$3d^9 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
Mo	42	$4d^4 5s^2$	$4d^5 5s^1$
Pd	46	$4d^8 5s^2$	$4d^{10} 5s^0$
Ag	47	$4d^9 5s^2$	$4d^{10} 5s^1$

2.8 नाभिकीय ऊर्जा का कृषि में उपयोग (Use of Nuclear Energy in Agriculture) –

रेडियो समस्थानिकों के कृषि के क्षेत्र में उपयोग से ऐसी जानकारी प्राप्त करना सम्भव हो सका है जो अन्य किसी विधि द्वारा सम्भव नहीं है, इनमें से कुछ उपयोग निम्नलिखित प्रकार है –

1. **पौधों द्वारा फॉस्फोरस का उद्ग्रहण (Uptake of Phosphorus by Plants) –** फॉस्फोरस उर्वरकों में फॉस्फोरस ट्रेसर (P^{32}) युक्त उर्वरक मिलाकर पौधों द्वारा फॉस्फोरस ग्रहण करने की क्रियाविधि तथा उसमें फॉस्फोरस के ग्रहण करने का समय ज्ञात किया गया। प्रयोगों द्वारा यह पाया गया कि पौधे आरम्भिक वृद्धि के समय फॉस्फोरस का अवशोषण अधिक करते हैं। अतः फॉस्फेट उर्वरकों का प्रयोग पौधों की आरम्भिक अवस्था में अधिक उपयोगी रहता है।

   कुछ पौधे जैसे कि कपास में यह भी पाया गया कि फॉस्फेट उर्वरकों का अवशोषण पौधों में कलियाँ (Buds) निकलने के समय जड़ों की तुलना में पत्तियों द्वारा अधिक किया जाता है। अतः इस समय फॉस्फेट उर्वरकों का पत्तियों पर छिड़काव करना उचित रहता है।
2. **पौधों में खनिजों का परिवहन (Transportation of minerals in plants) –** रेडियो एक्टिव समस्थानिकों का उपयोग करके खनिजों का जड़ों से पत्तियों तक परिवहन और उसके पश्चात् पौधों के विभिन्न भागों में वितरण का अध्ययन किया जा सकता है। इस तकनीक का उपयोग करके चुकन्दर के पौधों में सल्फेट के रूप में S^{35} वितरण का अध्ययन किया जाता है।
3. **फसलों के उत्परिवर्तन में (In Mutation of Crops)–** यदि बीजों को α –किरणों अथवा γ –किरणों से प्रेरित कर दिया जाए तो ये बीज उन्नत किस्म की फसल देते हैं।
4. फफूँदनाशियों (Fungicides) तथा पीड़कनाशियों (Pesticides) के प्रभाव का अध्ययन रेडियो समस्थानिकों द्वारा किया जा सकता है।
5. पौधों की जड़ों द्वारा अवशोषित किए गए जल की गति और उसके वितरण को मापने में ट्राइटियम ($_1H^3$) का ट्रेसर के रूप में उपयोग किया जाता है।
6. पौधों की श्वसन क्रिया के अध्ययन में C^{14} चिह्नित (labelled) CO_2 को काम में लिया जाता है।

2.9 आवर्त सारणी (Periodic Table) –

उन्नीसवीं शताब्दी के प्रारम्भ तक बहुत कम संख्या में तत्त्व ज्ञात थे, अतः उनके वर्गीकरण की ओर ध्यान नहीं दिया गया। परन्तु तत्त्वों की संख्या बढ़ने के साथ–साथ उनके गुणों का अलग–अलग अध्ययन करने में वैज्ञानिकों को कठिनाई महसूस होने लगी अतः उस समय ज्ञात तत्त्वों को वैज्ञानिकों ने दो भागों में बाँटा। (1) धातु और (2) अधातु। परन्तु इस वर्गीकरण को सफलता नहीं मिली क्योंकि कुछ ऐसे तत्त्व भी थे जिनके गुण

धातु व अधातु दोनों से मिलते थे।

2.15 आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप (Long Form of the Periodic Table)

2.15.1 आधुनिक आवर्त नियम (Modern Periodic Law)–

मोज़ले (Moseley) ने परमाणु भार के स्थान पर परमाणु क्रमांक को तत्त्वों का मौलिक गुण मानते हुए मेण्डेलीफ के आवर्त नियम में संशोधन करके नया आवर्त नियम दिया जिसे आधुनिक आवर्त नियम कहते हैं तथा यह आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप का आधार है। इसके अनुसार –" **तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।**"

Periodic Table of the Elements

1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71 La Lanthanum 138.905	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103 Ac Actinium 227.028	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [298]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

2.15.2 आवर्तों तथा वर्गों का अध्ययन (Study of Periods and Groups) – दीर्घ आवर्त सारणी में 7 क्षैतिज पंक्तियाँ हैं जिन्हें आवर्त कहते हैं और 18 ऊर्ध्वाधर पंक्तियाँ हैं जिन्हें वर्ग कहते हैं। (सारणी 2.3)

1. आवर्त (Period) – (i) प्रथम आवर्त में दो तत्त्व H (1) और He (2) हैं। (ii) द्वितीय आवर्त में Li (3) से Ne (10) तक 8 तत्त्व हैं। (iii) तृतीय आवर्त में Na (11) से Ar (18) तक 8 तत्त्व हैं। (iv) चतुर्थ आवर्त में K (19) से Kr (36) तक 18 तत्त्व हैं। (v) पंचम आवर्त में Rb (37) से Xe (54) तक 18 तत्त्व है। (vi) षष्ठम आवर्त में Cs (55) से Rn (86) तक 32 तत्त्व है। इनमें Ce (58) से Lu (71) तक के लेन्थैनायड भी सम्मिलित हैं। (vii) सप्तम आवर्त अभी अपूर्ण है इनमें Fr (87) से आगे 109 तक के तत्त्व हैं। इनमें Th (90) से Lr(103) (पहले लॉरेन्शियम का प्रतीक Lw था) तक के एक्टिनायड भी सम्मिलित हैं। विभिन्न विवादों को दूर करने हेतु Ha (105) के बाद वाले तत्त्वों का संकेत एवं नामकरण IUPAC प्रणाली से किया गया है। यथा Unh (106), Uns (107), Uno (108), Une (109) जहाँ पर Unh (Unnilhexium), Uns (Unnilseptium), Uno (Unniloctium) एवं Une (Unnilenium) है।

2. वर्ग (Group) – (i) I A, II A, III A, IV A, V A, VI A एवं VII A वर्गों में सामान्य तत्त्व है। (ii) I B, II B, III B, IV B, V B, VI B, VII B और VIII वर्गों में संक्रमण तत्त्व हैं। VIII वर्ग 3 ऊर्ध्वाधर स्तम्भों से सम्बन्धित है। (iii) III B वर्ग में संक्रमण तथा आन्तरिक संक्रमण दोनों प्रकार के तत्त्व हैं। (iv) शून्य वर्ग में उत्कृष्ट गैस हैं।

2.15.3 दीर्घ आवर्त सारणी की उपयोगिता (Utility of Long Form of Periodic Table) – (1) इस आवर्त सारणी में तत्त्व उनके मौलिक गुण (परमाणु क्रमांक) के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित हैं। परमाणु में परमाणु क्रमांक के बराबर इलेक्ट्रॉन होते हैं। अतः यह कहा जा सकता है कि तत्त्व की आवर्त सारणी में स्थिति उसके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के सम्बन्धित है। (2) इस आवर्त सारणी में धातुओं और अधातुओं को पूर्ण रूप से अलग किया गया है। बाएँ भाग में I A, II A, III B, IV B, V B, VI B, VII B, I B, II B वर्ग के तत्त्व धातु जबकि दाएँ भाग में III A, IV A, V A, VI A, VII A वर्ग के तत्त्व धातु, अधातु और उपधातु हैं। (3) बोरोन, सिलिकॉन, आर्सेनिक, टेल्यूरियम और ऐस्टेटिन से होती हुई एक विकर्ण रेखा (Diagonal Line) खींची जाए तो यह रेखा धातुओं एवं अधातुओं को अलग–अलग करती है तथा उपधातुओं को दर्शाती है। (4) इसमें लन्थैनायड और एक्टिनायड श्रेणी की स्थिति अधिक स्पष्ट है क्योंकि इन्हें III B वर्ग से सम्बन्धित कर आवर्त सारणी के नीचे स्थान दिया गया है। (5) एक ही वर्ग के उपवर्गों को अलग–अलग कर देने से भिन्न गुण वाले तत्त्व एक ही वर्ग से सम्बन्धित नहीं रह गए हैं। (6) परमाणु क्रमांक के आधार के कारण समस्थानिक एवं समभारिकों की स्थिति की समस्या समाप्त हो गई। (7) तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को आसानी से समझा जा सकता है।

2.15.4 दीर्घ आवर्त सारणी की कमियाँ (Defects of Long Form of Periodic Table) – (1) हाइड्रोजन की स्थिति मेण्डेलीफ की आवर्त सारणी के समान यथावत बनी हुई है। (2) लन्थैनायड व एक्टिनायड श्रेणियों को मूल आवर्त सारणी में स्थान नहीं दिया जा सका। (3) बैरियम एवं लैड जैसे तत्त्व जिनके गुणों में समानता है उन्हें भी इस आवर्त सारणी में अलग अलग स्थानों पर रखा गया है। (4) इस आवर्त सारणी से यह भी स्पष्ट नहीं है कि उपकोशों (s, p, d, f) में इलेक्ट्रॉन किस क्रम में भरे जा रहे हैं। (5) रेडियोधर्मी तत्त्वों के समस्थानिकों के लिये आवर्त सारणी में अलग से कोई स्थान निश्चित नहीं किये गए हैं।

इन सब बातों के होते हुए भी दीर्घ आवर्त सारणी को दूसरी आवर्त सारणियों से अधिक महत्त्व दिया गया है क्योंकि इस आवर्त सारणी में –

1. तत्त्वों की स्थिति का सम्बन्ध तत्त्वों की परमाणु संरचना के साथ स्थापित होता है।
2. तत्त्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणों का क्रम, समानता एवं असमानता को सही रूप से दर्शाया गया है।

2.16 तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर बोर का वर्गीकरण –

बोर ने तत्त्वों को उनमें उपस्थित अपूर्ण इलेक्ट्रॉनीय कोशों की संख्या के आधार पर निम्नलिखित 4 भागों में विभक्त किया –

2.16.1 उत्कृष्ट गैसें (Noble Gases) – इन तत्त्वों के परमाणुओं में बाह्यतम कोश के s व p उपकोश पूर्णतया भरे होते हैं इनके बाह्यतम कोश (संयोजी कोश) का इलेक्ट्रॉनीय विन्यास ns^2np^6 होता है। He अपवाद है जिसका इलेक्ट्रोनीय विन्यास $1s^2$ होता है।

2.16.2 प्रतिनिधि अथवा सामान्य तत्त्व (Representative or Normal Elements) – इन तत्त्वों के परमाणुओं में बाह्यतम कोश अपूर्ण होता है जबकि आन्तरिक कोश पूर्णतः भरे होते हैं। ये तत्त्व दो भागों में बाँटे जा सकते हैं– (1) **s–ब्लॉक तत्त्व** – इनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन ns कक्षक में भरता है। यहाँ n परमाणु के संयोजकता कोश अथवा आवर्त की संख्या (जिसमें कि तत्त्व उपस्थित होता है) को प्रदर्शित करता है।

इन तत्त्वों के संयोजकता कोश का इलेक्ट्रॉनीय विन्यास ns^{1-2} होता है। (n = 1 से 7 तक) इस प्रकार I A तथा II A वर्ग के तत्त्व s–ब्लॉक तत्त्व होते हैं जो कि आवर्त सारणी के एकदम बाएँ भाग में उपस्थित होते हैं। (2) **p–ब्लॉक तत्त्व** – इनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन np कक्षकों में भरता है। इन तत्त्वों के संयोजकता कोश का इलेक्ट्रॉनीय विन्यास ns^2np^{1-6} होता है। (n = 2 से 6 तक) इस प्रकार III A, IV A, V A, VI A, VII A और शून्य वर्ग (He के अलावा उत्कृष्ट गैसें) के तत्त्व p–ब्लॉक तत्त्व होते हैं जो कि आवर्त सारणी के एकदम दाएँ भाग में स्थित होते हैं।

2.16.3 संक्रमण तत्त्व (Transition Elements) – इन तत्त्वों के परमाणुओं में अन्तिम से पहले वाला (उपान्त्य Penultimate) कोश अपूर्ण होता है। इनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन d कक्षकों में भरता है अतः इन्हें d–ब्लॉक तत्त्व भी कहते हैं। इन तत्त्वों का बाह्यतम इलेक्ट्रॉनीय विन्यास $(n-1)\ d^{1-10}$, ns^{0-2} होता है (n = 4 से 7 तक)। इस प्रकार III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII, I B और II B वर्ग के तत्त्व d–ब्लॉक तत्त्व होते हैं जो कि आवर्त सारणी के मध्य भाग में s तथा p ब्लॉक तत्त्वों के बीच उपस्थित होते हैं।

2.16.4 आन्तरिक संक्रमण तत्त्व (Inner Transition Elements) – इन तत्त्वों के परमाणुओं में उपान्त्य (अन्तिम से पहले वाला) तथा पूर्व उपान्त्य (उपान्त्य से पहले वाला) कोश अपूर्ण होते हैं। इनमें अन्तिम इलेक्ट्रोन f–कक्षकों में भरता है अतः इन्हें f–ब्लॉक तत्त्व भी कहते हैं। इन तत्त्वों का बाह्यतम इलेक्ट्रॉनीय विन्यास $(n-2)\ f^{1-14}\ (n-1)\ d^{0,1,2}\ ns^2$ होता है। (n = 6 तथा 7) इन तत्त्वों की 2 श्रेणियाँ होती है।

(i) 4f श्रेणी (लेन्थैनायड) (ii) 5f श्रेणी (एक्टिनायड)

इन दोनों श्रेणियों में 14–14 तत्त्व होते हैं जिनमें इलेक्ट्रॉन क्रमशः 4f व 5f कक्षकों में भरते हैं। इन तत्त्वों को आवर्त सारणी में नीचे की ओर अलग से रखा जाता है।

2.17 गुणों में आवर्तिता (Periodicity in Properties) – आवर्त सारणी के आवर्तों तथा वर्गों में तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनीय विन्यास में एक क्रमिक परिवर्तन होता रहता है अतः इनके गुणों में भी एक क्रमिक परिवर्तन प्रदर्शित होता है। गुणों के इस क्रमिक परिवर्तन को ही गुणों में **आवर्तिता** कहा जाता है।

इलेक्ट्रॉनीय विन्यास के आधार पर गुणों में किस प्रकार क्रमिक परिवर्तन होता है इसे स्पष्ट करने हेतु कुछ तत्त्वों के विशिष्ट गुणों का वर्णन निम्नानुसार है –

2.17.1 आयनन एंथैल्पी (Ionisation Enthalpy)– एक उदासीन (Neutral), विलगित (Isolated), गैसीय (Gaseous) परमाणु के बाह्यतम कोश से इलेक्ट्रॉन को नाभिकीय आकर्षण से अनन्त दूरी तक ले जाने के लिए आवश्यक ऊर्जा को आयनन एंथैल्पी (Ionisation Enthalpy) या आयनन ऊर्जा (Ionisation Energy) कहते हैं। एक उदासीन परमाणु को ऊर्जा देने पर एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों को भी निकाला जा सकता है, ऐसी स्थिति में हम आयनन एंथैल्पी से पहले प्रथम, द्वितीय, तृतीय आदि शब्दों का प्रयोग करते हैं। अतः

M (उदासीन परमाणु) $\xrightarrow{IE_1}$ $M^+ + e^-$ (IE_1 प्रथम आयनन एंथैल्पी)

M^+ (एकसंयोजी परमाणु) $\xrightarrow{IE_2}$ $M^{2+} + e^-$ (IE_2 द्वितीय आयनन एंथैल्पी)

M^{2+} (द्विसंयोजी परमाणु) $\xrightarrow{IE_3}$ $M^{3+} + e^-$ (IE_3 तृतीय आयनन एंथैल्पी)

उदासीन परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन पृथक कर लेने के बाद बने धनायन से दूसरा इलेक्ट्रॉन पृथक करना कठिन होता है क्योंकि अब इलेक्ट्रॉन का पृथक्करण उदासीन परमाणु से न होकर धनावेशित आयन से होता है। धनायन में प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ जाने के कारण बाह्यतम इलेक्ट्रॉन और नाभिक के मध्य आकर्षण बल बढ़ जाता है, फलस्वरूप दूसरे इलेक्ट्रॉन को पृथक करने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। अतः

$$I.E._1 < I.E._2 < I.E._3 \ldots\ldots\ldots$$

आवर्तिता –

(i) वर्ग में – एक वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर आयनन एंथैल्पी के मान में कमी होती है क्योंकि ऊपर से नीचे की ओर जाने पर तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनीय विन्यास में एक–एक कोश बढ़ता जाता है जिससे इलेक्ट्रॉन नाभिकीय आकर्षण से दूर होता जाता है। जैसा कि सारणी 2.5 से स्पष्ट है।

सारणी 2.5 : वर्ग I A तथा II A के तत्त्वों के आयनन एंथैल्पी के मान ($KJmol^{-1}$)

प्रथम वर्ग (Group-I)			द्वितीय वर्ग (Group-II)		
तत्व	विन्यास	IE_1	तत्व	विन्यास	IE_1
Li	$[He], 2s^1$	520	Be	$[He], 2s^2$	899
Na	$[Ne], 3s^1$	496	Mg	$[Ne], 3s^2$	737
K	$[Ar], 4s^1$	419	Ca	$[Ar], 4s^2$	590
Rb	$[Kr], 5s^1$	403	Sr	$[Kr], 5s^1$	549
Cs	$[Xe], 6s^1$	376	Ba	$[Xe], 6s^1$	503

यह कमी वर्ग III A में इतनी नियमित नहीं होती जैसा कि सारणी 2.6 से स्पष्ट है –

सारणी 2.6: वर्ग III A के तत्त्वों की आयनन एंथैल्पी ($KJmol^{-1}$)

तत्व	विन्यास	IE_1
B	$2s^2, 2p^1$	801
Al	$3s^2, 3p^1$	577
Ga	$3d^{10}, 4s^2, 4p^1$	579
In	$4d^{10}, 5s^2, 5p^1$	558
Tl	$4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2, 6p^1$	589

सारणी 2.6 से स्पष्ट है कि अपवाद स्वरूप Ga की आयनन एंथैल्पी Al से थोड़ी अधिक है जबकि Tl की In से काफी अधिक है। इसका कारण यह है कि B से Al के बीच में केवल 8 तत्त्व हैं अतः इनके नाभिकीय आवेश में केवल 8 प्रोटॉनों की वृद्धि होती है जबकि Al से Ga के बीच में 10 संक्रमण तत्त्व मिलकर 18 तत्त्व हो जाते हैं, स्वाभाविक है कि नाभिकीय आवेश में 18 प्रोटॉन की वृद्धि हो जाती है इसलिए आयनन एंथैल्पी का मान अपेक्षा से अधिक हो जाता है।

इसी प्रकार In व Tl के मध्य 14 आन्तरिक संक्रमण तत्त्वों को जोड़ते हुए 32 तत्त्व हो जाते हैं जिससे नाभिकीय आवेश में 18 प्रोटॉन की वृद्धि हो जाती है और आयनन एंथैल्पी के मान अपेक्षा से अधिक हो जाते हैं।

(ii) आवर्त में – एक आवर्त में परमाणु क्रमांक के बढ़ने से तत्त्वों के आयनन एंथैल्पी के मान बढ़ जाते हैं क्योंकि परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ परमाणु का बाह्य कोश तो वही रहता है लेकिन नाभिकीय आवेश की मात्रा बढ़ जाती है, फलस्वरूप बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण की मात्रा बढ़ जाती है जिससे उन्हें निकालने में अधिक ऊर्जा की आवश्यकता पड़ती है (सारणी 2.7)।

सारणी 2.7 : द्वितीय आवर्त के तत्त्वों की प्रथम आयनन एंथैल्पी ($KJmol^{-1}$)

तत्व	विन्यास	IE_1
Li (3)	$1s^2, 2s^1$	520
Be (4)	$1s^2, 2s^2$	899
B (5)	$1s^2, 2s^2, 2p^1$	801
C (6)	$1s^2, 2s^2, 2p^2$	1086
N (7)	$1s^2, 2s^2, 2p^3$	1403
O (8)	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	1410
F (9)	$1s^2, 2s^2, 2p^5$	1681
Ne (10)	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	2080

उपर्युक्त सारणी से ज्ञात होता है कि प्रथम आयनन एंथैल्पी के मान Li से Ne तक जाने में वैसे तो बढ़ते जा रहे हैं किन्तु इस क्रम में दो अपवाद हैं – बेरिलियम (Be) और नाइट्रोजन (N) जिनके आयनन एंथैल्पी के मान अपेक्षा से बहुत अधिक हैं। इसका कारण यह है कि Be में से एक इलेक्ट्रॉन $2s^2$ विन्यास में से निकालना होगा जो कि एक पूर्णपूरित विन्यास है, इसी प्रकार N में से एक इलेक्ट्रॉन $2p^3$ विन्यास में से निकालना होगा जो कि एक अर्द्धपूरित विन्यास है। हम जानते हैं कि अर्द्ध व पूर्णपूरित विन्यासों का स्थायित्व अधिक होता है। स्वाभाविक है कि ऐसी स्थिति में इन कक्षकों में से इलेक्ट्रॉन को निकालने हेतु अधिक ऊर्जा की आवश्यकता पड़ेगी।

नोट :– (i) उत्कृष्ट गैसों का विन्यास सबसे अधिक स्थाई होता है अतः प्रत्येक आवर्त में उत्कृष्ट गैसों के आयनन एंथैल्पी का मान उच्चतम होता है। (ii) क्षार धातुएं एक इलेक्ट्रॉन खोकर उत्कृष्ट गैस विन्यास ग्रहण कर लेती है अतः इनका बाह्यतम इलेक्ट्रॉन थोड़ी सी ऊर्जा देने पर ही निकल जाता है। अतः प्रत्येक आवर्त में क्षार धातुओं की आयनन एंथैल्पी न्यूनतम होती है। (iii) कम आयनन एंथैल्पी वाले तत्त्व क्रियाशील होते हैं क्योंकि वे आसानी से इलेक्ट्रॉन त्याग सकते हैं। अतः क्षार धातुएं अत्यन्त क्रियाशील हैं जबकि उत्कृष्ट गैसें अत्यन्त अक्रिय है। (iv) आसानी से इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति के कारण कम आयनन एंथैल्पी वाले तत्त्व क्षारीय होते हैं तथा अपचायक की भांति व्यवहार करते हैं।

2.17.2 इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (Electron Gain Enthalpy)–

परिभाषाः किसी उदासीन, विलगित गैसीय परमाणु की आद्य अवस्था में उसके संयोजकता कोश में एक इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर मुक्त ऊर्जा उस परमाणु की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी ($\Delta_{eg}H$) कहलाती है। प्रथम इलेक्ट्रॉन जोड़ने, द्वितीय इलेक्ट्रॉन जोड़ने आदि को प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी ($\Delta_{eg}H_1$), द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी ($\Delta_{eg}H_2$) आदि द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी में उदासीन परमाणु में पहला इलेक्ट्रॉन जोड़ने में तो ऊर्जा मुक्त होती है जबकि दूसरा इलेक्ट्रॉन जोड़ने में ऊर्जा का अवशोषण होता है। अतः

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) \quad \Delta_{eg} H_1 = \text{ऋणात्मक}$$

$$X^-(g) + e^- \rightarrow X^{2-}(g) \quad \Delta_{eg} H_2 = \text{धनात्मक}$$

इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मानों को किसी प्रत्यक्ष (Direct) विधि द्वारा ज्ञात करना कठिन है अतः इन्हें परोक्ष (Indirect) विधि द्वारा बॉर्न हैबर चक्र की सहायता से ज्ञात किया जाता है। अब तक कुछ ही तत्त्वों की इलेक्ट्रॉन बन्धुता के मान ज्ञात हैं जिन्हें सारणी 2.8 में दर्शाया गया है।

वर्ग 1	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 16	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 17	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 18	$\Delta_{eg}H$
H	–73					He	+48
Li	–60	O	–141	F	–328	Ne	+116
Na	–53	S	–200	Cl	–349	Ar	+96
K	–48	Se	–195	Br	–325	Kr	+96
Rb	–47	Te	–190	I	–295	Xe	+77
Cs	–46	Po	–174	At	–270	Rn	+68

सारणी 2.8 : कुछ तत्त्वों की प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी

आवर्तिता – (i) वर्ग में – सामान्यतया एक वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मानों में कमी होती है क्योंकि एक वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ उनके परमाण्वीय आकार में वृद्धि होती जाती है जिससे जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होता जाता है, फलस्वरूप आगन्तुक इलेक्ट्रॉन और परमाणु के नाभिक के मध्य आकर्षण कम हो जाता है और इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर कम ऊर्जा मुक्त होती है।

अपवाद – फ्लुओरीन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान अपेक्षा से कम है क्योंकि इसके बहुत छोटे आकार में सात इलेक्ट्रॉन होने से वहां इलेक्ट्रॉन घनत्व अत्याधिक हो जाता है, फलस्वरूप आने वाले इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण के साथ–साथ इलेक्ट्रॉनीय प्रतिकर्षण भी कार्य करता है जिससे मुक्त होने वाली ऊर्जा का मान कम हो जाता है।

(ii) आवर्त में – सामान्यतया एक आवर्त में बांये से दांये जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान बढ़ते जाते हैं क्योंकि बांये से दांये जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ–साथ नाभिकीय आवेश बढ़ता है जिससे परमाण्वीय आकार में कमी होती जाती है जिससे जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक के नजदीक होता जाता है, फलस्वरूप आगन्तुक इलेक्ट्रॉन और परमाणु के नाभिक के मध्य आकर्षण बढ़ जाता है और इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर अधिक ऊर्जा मुक्त होती है।

अपवाद – (i) बेरिलियम व मैग्नीशियम में ns^2 विन्यास होता है इनमें अगला जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा के np कक्षक में जाता है अतः इनमें इलेक्ट्रॉन जोड़ने हेतु ऊर्जा का अवशोषण होता है। (ii) नाइट्रोजन व फॉस्फोरस में स्थाई अर्द्धपूर्ण विन्यास np^3 होने के कारण इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान कम होता है क्योंकि इनमें इलेक्ट्रॉन के जुड़ने से स्थाई अर्द्धपूर्ण विन्यास नहीं रहता जिससे उसका स्थायित्व घट जाता है। (iii) उत्कृष्ट गैसों में भी स्थाई $1s^2$ या ns^2np^6 व्यवस्था होने के कारण इनमें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती, अतः इनमें इलेक्ट्रॉन जोड़ने से ऊर्जा का अवशोषण होता है।

2.17.3 परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या (Atomic and Ionic Radius) –

1. परमाण्वीय त्रिज्या – साधारणतः परमाण्वीय त्रिज्या से तात्पर्य परमाणु के नाभिक के केन्द्र और इलेक्ट्रॉनों के बाह्यतम कोश के बीच की दूरी से है। तरंग यान्त्रिकी के अनुसार किसी निश्चित समय पर इलेक्ट्रॉन की निश्चित स्थिति नहीं होती है, अतः परमाणु के नाभिक के केन्द्र से बाह्यतम इलेक्ट्रॉनीय कोश की दूरी निश्चित नहीं हो सकती।

परमाण्वीय त्रिज्या की निम्नलिखित तीन कार्यकारी संकल्पनाएं हैं –

(i) सहसंयोजक त्रिज्या (ii) धात्विक त्रिज्या

(iii) वान्डरवाल त्रिज्या

(i) सहसंयोजक त्रिज्या (Covalent Radius) – यदि अणु में किसी तत्त्व के दो समान परमाणु एकल सहसंयोजक बंध ा से बंधित हों तो उन दोनों परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी (बंध लम्बाई) का आधा भाग उस तत्त्व के परमाणु की सहसंयोजक त्रिज्या के बराबर होता है।

अणु A–A के लिए $r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$ जहां r_A = परमाणु A की सहसंयोजक त्रिज्या

$$d_{A-A} = 2r_A$$

d_{A-A} = अणु A–A की बंध लम्बाई

यदि अणु में दो असमान तत्त्वों के परमाणु एकल सहसंयोजक बंध से बंधे हों तथा दोनों परमाणुओं की विद्युतऋणता लगभग समान हो तो दोनों बंधित परमाणुओं की सहसंयोजक त्रिज्याओं का योग, बंध लम्बाई के बराबर होता है।

अणु A–B के लिए जब $X_A \cong X_B$, $d_{A-B} = r_A + r_B$

जहां, r_A= परमाणु A की सहसंयोजक त्रिज्या, r_B = परमाणु B की सहसंयोजक त्रिज्या, d_{A-B} = अणु A–B की बंध लम्बाई, X_A = परमाणु A की विद्युतऋणता, X_B = परमाणु B की विद्युतऋणता।

यदि अणु में असमान तत्त्वों के परमाणु जिनकी विद्युतऋणता भी असमान हो, एकल सहसंयोजक बंध से बंधे हों तो दोनों के बीच की दूरी शूमाकर एवं स्टीवेंसन (Schomaker and Stevenson) द्वारा दिए गए निम्नलिखित सूत्र की सहायता से ज्ञात करते हैं –

अणु A–B के लिए जब $X_A > X_B$ या $X_A < X_B$

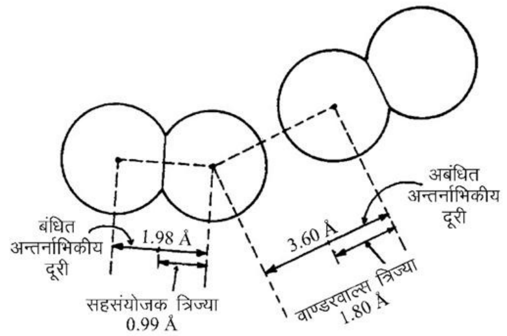
$$d_{A-B} = r_A + r_B - 0.09\ (X_A - X_B)$$

जहां, r_A = परमाणु A की सहसंयांजक त्रिज्या, r_B = परमाणु B की सहसंयोजक त्रिज्या।

(ii) धात्विक त्रिज्या (Metallic Radius) – धात्विक त्रिज्या

धातुओं के परमाणुओं की त्रिज्या होती है। धातु क्रिस्टल में परमाणु निकटस्थ संतुलित होते हैं। धातुओं में परमाणुओं का यह संकुलन **क्रिस्टल जालक** कहलाता है। धातु जालक में दो पास–पास वाले परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का आधा मान **धात्विक त्रिज्या** कहलाता है। सामान्यतया धात्विक त्रिज्या, सहसंयोजक त्रिज्या से अधिक होती है क्योंकि सहसंयोजक त्रिज्या में तो दो परमाणुओं के गोले संगलित (fused) होते हैं जबकि धात्विक बंध में दोनों गोले निकटस्थ रूप से संकुलित होते हैं। धात्विक त्रिज्या, वान्डरवाल त्रिज्या से कम होती है क्योंकि धातु जालक में परमाणु एक दूसरे से वान्डरवाल बल की अपेक्षा अधिक आकर्षण बल से बंधित रहते हैं।

(iii) वान्डरवाल त्रिज्या (Vander Waals Radius) – अधातु तत्त्वों के अणुओं की ठोस अवस्था में अणु एक दूसरे से वान्डरवाल बल के द्वारा बंधित रहते हैं। एक ही तत्त्व के दो अणुओं के अबंधित समीपस्थ परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का आधा मान **वान्डरवाल त्रिज्या** कहलाता है। वान्डरवाल त्रिज्या का मान सहसंयोजक त्रिज्या से अधिक होता है (चित्र 2.7)



चित्र 2.7 : क्लोरीन परमाणु की सहसंयोजक तथा वान्डरवाल त्रिज्या

2. आयनिक त्रिज्या – आयन उदासीन परमाणुओं द्वारा संयोजकता कोश से इलेक्ट्रॉन त्यागने अथवा ग्रहण करने से बनता है। अतः किसी आयन का आकार उसके संयोजकता कोश द्वारा त्यागे गए अथवा ग्रहण किए गए इलेक्ट्रॉन की संख्या पर निर्भर करता है। परमाणु एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बनाता है जबकि एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन बनाता है।

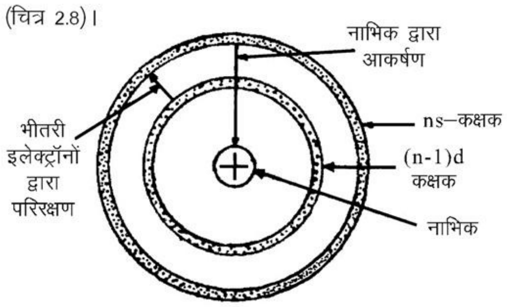
(i) धनायन की त्रिज्या (Radius of Cation) – धनायन का आकार सदैव उसके उदासीन परमाणु से छोटा होता है क्योंकि धनायन बनने पर – (a) प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि होती है। (b) साधारणतः बाह्यतम कोश समाप्त हो जाता है। (c) अन्तरा इलेक्ट्रॉनीय प्रतिकर्षण कम हो जाता है।

(ii) ऋणायन की त्रिज्या (Radius of Anion) – ऋणायन का आकार सदैव उसके उदासीन परमाणु से बड़ा होता है क्योंकि ऋणायन बनने पर – (a) प्रभावी नाभिकीय आवेश में कमी होती है। (b) बाह्यतम कोश समाप्त नहीं होता है। (c) अन्तरा इलेक्ट्रॉनीय प्रतिकर्षण बढ़ जाता है।

3. आवर्तिता – (i) वर्ग में – एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाण्वीय एवं आयनिक त्रिज्या दोनों के मान में वृद्धि होती है क्योंकि आवर्त में बांये से दांये जाने पर बाह्यतम कोश तो वही रहता है जबकि नाभिकीय आवेश का मान बढ़ जाता है। ऐसी स्थिति में बाह्यतम कोश वाले इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण का मान बढ़ता जाता है।

अपवाद – संक्रमण तथा आन्तरिक संक्रमण तत्त्वों की परमाण्वीय त्रिज्या के मानों में अधिक अन्तर नहीं होता क्योंकि इन तत्त्वों के विन्यासों में परमाणु संख्या के बढ़ने के साथ इनमें आने वाले नए इलेक्ट्रॉन भीतर के कोशों में भरते हैं जबकि नाभिकीय आवेश तो लगातार बढ़ता ही जा रहा है। ऐसी स्थिति में बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों पर दो प्रभाव कार्य करते हैं – (a) बढ़ते हुए नाभिकीय आवेश के कारण नाभिकीय आकर्षण बल जो इन्हें नाभिक के निकट करता है। (b) भीतर के d- अथवा f- इलेक्ट्रॉन जो परिधि के इलेक्ट्रॉनों को प्रतिकर्षित करते हैं और नाभिकीय आकर्षण को बीच में ही रोककर बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों को परिरक्षित (Shield) करते हैं और इन्हें नाभिक से दूर करते हैं।

इस प्रकार ये दोनों विपरीत बल एक दूसरे को प्रतिसंतुलित कर देते हैं और इनकी त्रिज्या का मान लगभग स्थिर हो जाता है (चित्र 2.8)।



चित्र 2.8 : संक्रमण तत्त्वों में भीतर d–कक्षकों के इलेक्ट्रॉनों द्वारा परिरक्षण प्रभाव

महत्त्वपूर्ण बिन्दु

1. भारतीय दार्शनिक महर्षि कणाद ने द्रव्य के सूक्ष्मतम अविभाज्य कण को परमाणु कहा।
2. **परमाणु** – किसी तत्त्व के समस्त गुणों से युक्त एक

सूक्ष्मतम इकाई जिसे डॉल्टन ने अविभाज्य माना।

3. परमाणु के अवयव – इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन, न्यूट्रॉन।
4. **नाभिक** – केन्द्र में स्थित समस्त परमाणु का द्रव्यमान जो प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन के समूह के रूप में विद्यमान होता है।
5. **क्वाण्टम संख्याएं** – किसी इलेक्ट्रॉन को परिभाषित करने के लिए उसकी ऊर्जा के क्वाण्टीकृत मान। चार क्वाण्टम संख्याएं – (अ) मुख्य (n) – आकार का प्रदर्शन (ब) दिगंशी (l) – कक्षक की आकृति का प्रदर्शन (स) चुम्बकीय (m) – त्रिविमीय क्षेत्र में कक्षक के अभिविन्यास का प्रदर्शन (द) चक्रण (s) – इलेक्ट्रॉनों का अपने अक्ष पर चक्रण की दिशा का प्रदर्शन।
6. **परमाणु क्रमांक** – परमाणु में प्रोटॉन या इलेक्ट्रॉनों की संख्या।
7. द्रव्यमान संख्या = परमाणु में प्रोटॉन + न्यूट्रॉन की संख्या।
8. **समस्थानिक** – परमाणुओं के परमाणु क्रमांक समान एवं द्रव्यमान संख्या भिन्न भिन्न।
9. **समभारिक** – परमाणुओं के परमाणु क्रमांक भिन्न भिन्न एवं द्रव्यमान संख्या समान।
10. **समन्यूट्रॉनिक** – परमाणुओं के परमाणु क्रमांक भिन्न भिन्न तथा न्यूट्रॉनों की संख्या समान।
11. **ऑफबाऊ सिद्धान्त** – कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का भराव, बढ़ती हुई ऊर्जा के क्रम में।
(अ) पाउली का अपवर्जन नियम (ब) हुण्ड का नियम (स) $(n+l)$ का नियम (द) अर्द्धपूरित व पूर्णपूरित उपकोशों का स्थायित्व।
12. **नाभिकीय ऊर्जा का कृषि में उपयोग** – पौधों द्वारा फॉस्फोरस के उद्ग्रहण, खनिजों के परिवहन, फसलों के उत्परिवर्तन, पौधों की श्वसन क्रिया के अध्ययन इत्यादि में।
13. तत्त्वों के वर्गीकरण के विकास में योगदान करने वाले वैज्ञानिक प्राउट, डॉबेराइनर, न्यूलैण्ड, लोथर मेयर, मेन्डेलीव, मोज़ले आदि।
14. **आधुनिक आवर्त नियम** – मोज़ले द्वारा प्रतिपादित, तत्त्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं।
15. **आधुनिक आवर्त सारणी** – आवर्त सारणी का लम्बा (दीर्घ) रूप जिसमें सात क्षैतिज आवर्त और अट्ठारह ऊर्ध्वाधर वर्ग होते हैं और जिसमें तत्त्व इलेक्ट्रॉनीय विन्यास के आधार पर व्यवस्थित होते हैं।
16. **तत्त्वों के प्रकार** – (i) उत्कृष्ट गैसें (ii) प्रतिनिधि या सामान्य तत्त्व – (a) s– ब्लॉक तत्त्व (b) p– ब्लॉक तत्त्व (iii) संक्रमण तत्त्व (d–ब्लॉक तत्त्व) (iv) आन्तरिक संक्रमण तत्त्व (f–ब्लॉक तत्त्व)।
17. **गुणों में आवर्तिता** – तत्त्वों की व्यवस्था में उनके इलेक्ट्रॉनीय विन्यासों का क्रमिक परिवर्तन जिससे उनके गुणों में भी क्रमिक परिवर्तन।

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष्ठ प्रश्न :–

1. नाभिक में कण होते हैं –
(अ) इलेक्ट्रॉन व प्रोटॉन
(ब) इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन व न्यूट्रॉन
(स) न्यूट्रॉन व प्रोटॉन
(द) इलेक्ट्रॉन व न्यूट्रॉन
2. न्यूट्रॉन होता है –
(अ) धनावेशित (ब) ऋणावेशित
(स) उदासीन (द) कोई सही नहीं
3. एक d उपकोश में कक्षकों की संख्या होती है –
(अ) तीन (ब) पाँच
(स) चार (द) छः
4. समस्थानिक भिन्न होते हैं –
(अ) प्रोटॉनों की संख्या में
(ब) संयोजकता में
(स) न्यूट्रॉनों की संख्या में
(द) रासायनिक क्रियाशीलता में
5. आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में है –
(अ) 8 क्षैतिज पंक्तियां व 7 ऊर्ध्वाधर स्तंभ श्रेणियां
(ब) 7 क्षैतिज पंक्तियां व 7 ऊर्ध्वाधर स्तंभ श्रेणियां
(स) 7 क्षैतिज पंक्तियां व 18 ऊर्ध्वाधर स्तंभ श्रेणियां
(द) 8 क्षैतिज पंक्तियां व 8 ऊर्ध्वाधर स्तंभ श्रेणियां
6. आधुनिक आवर्त सारणी में तत्त्वों को व्यवस्थित किया गया है –
(अ) बढ़ते द्रव्यमान में
(ब) बढ़ते आयतन में
(स) बढ़ते परमाणु क्रमांक में
(द) अंग्रेजी वर्णमाला के क्रम में
7. निम्नलिखित में से किसका आकार सबसे बड़ा होता है –
(अ) Li^{+1} (ब) F^{-1}
(स) Ne (द) O^{-2}
8. न्यूनतम प्रथम आयनन एंथैल्पी रखने वाले तत्त्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है –
(अ) $1s^2, 2s^2$ (ब) $1s^2, 2s^2, 2p^3$
(स) $1s^2, 2s^2, 2p^1$ (द) $1s^2, 2s^2, 2p^6$

अति लघूत्तरात्मक प्रश्न :–

9. इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन व न्यूट्रॉन के प्रतीक व आवेश लिखिए।
10. परमाणु क्रमांक की परिभाषा लिखिए।
11. न्यूक्लिऑन किसे कहते हैं?
12. ग्यारहवें वर्ग के सदस्य को क्या कहते हैं?
13. सबसे बाहर के तीन अपूर्ण कोश वाले तत्त्व क्या कहलाते हैं?

लघूत्तरात्मक प्रश्न :–

14. कक्ष व कक्षक में अन्तर लिखिए।
15. द्वितीय आवर्त में केवल 8 तत्त्व है। स्पष्ट कीजिए।
16. ऑक्सीजन की द्वितीय इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान ऋणात्मक होता है। समझाइए।
17. ऐलुमिनियम और गैलियम की अपेक्षा बोरॉन से ऐलुमिनियम तक आकार में वृद्धि अधिक होती है। स्पष्ट कीजिए।
18. सोडियम +1 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है, +2 नहीं। समझाइए।

निबन्धात्मक प्रश्न :–

19. क्वाण्टम संख्याओं का सविस्तार वर्णन कीजिए।
20. परमाणु कक्षकों के आकार व अभिविन्यास का सचित्र वर्णन कीजिए।
21. परमाणु में नाभिक के बाह्य इलेक्ट्रॉन के वितरण को समझाइए।
22. आधुनिक आवर्त नियम क्या है? आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप का वर्णन कीजिए। इस सारणी से क्या लाभ है?
23. परमाण्वीय त्रिज्या को परिभाषित करते हुए इसको प्रभावित करने वाले कारक तथा इसकी आवर्तिता को समझाइए।
24. किसी तत्त्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी से आप क्या समझते हैं? इसको प्रभावित करने वाले कारक तथा इसकी आवर्तिता को समझाइए।

उत्तरमाला

1. (स) 2. (स) 3. (ब) 4. (स) 5. (स) 6. (स) 7. (द) 8. (स)