

अध्याय 7

परमाणु सिद्धान्त, तत्वों का आवर्ती वर्गीकरण व गुणधर्म (Atomic Theory, Periodic Classification and Properties of Elements)

पदार्थ के बारे में जानने के लिए मनुष्य बहुत ही प्राचीन काल से प्रयास करता आ रहा है। पदार्थों के सूक्ष्म स्वरूप के बारे में प्राचीन भारतीय व यूनानी दार्शनिक बहुत पहले (लगभग 500 ई. पू.) ही जानकारियाँ एकत्रित कर रहे थे। प्राचीन भारतीय दार्शनिक **महर्षि कणाद** ने बताया कि पदार्थ को छोटे-छोटे टुकड़ों में लगातार विभाजित करने पर अंत में सूक्ष्मतम कण **परमाणु** प्राप्त होते हैं। इस सूक्ष्म कण परमाणु को और अधिक विभाजित करना सम्भव नहीं है। एक अन्य भारतीय दार्शनिक **पकुधा काव्यायाम** ने बताया कि पदार्थों के भिन्न-भिन्न रूप इन कणों के संयुक्त होने से प्राप्त होते हैं।

लगभग इसी समय ग्रीक दार्शनिक **डेमोक्रीट्स एवं ल्यूसीपस** ने इन सूक्ष्मतम अविभाज्य कणों को **Atoms** कहा। यह ग्रीक भाषा के शब्द **atomio** से लिया गया है जिसका अर्थ होता है न काटा जाने वाला या अविभाज्य। परमाणु के बारे में ये सभी विचार केवल दार्शनिक मत भर थे, इनका कोई वैज्ञानिक या प्रायोगिक आधार नहीं था।

18 वीं शताब्दी के अंत में इस ओर कई महत्वपूर्ण कार्य हुए तथा नियमों व प्रयोगात्मक तथ्यों के आधार पर परमाणु सिद्धान्त दिए गए।

7.1 डाल्टन का परमाणु सिद्धान्त (Atomic theory of dalton)

सन् 1808 में **जॉन डॉल्टन** नाम के ब्रिटिश स्कूल अध्यापक ने परमाणु की व्याख्या करने के लिए एक सिद्धान्त दिया। यह परमाणु सिद्धान्त रासायनिक संयोजन, द्रव्यमान संरक्षण एवं निश्चित अनुपात के नियमों के आधार पर दिया गया था।



जॉन डॉल्टन

इसके मुख्य अभिगृहित निम्न हैं—

- (1) प्रत्येक पदार्थ छोटे-छोटे कणों से मिलकर बना होता है, जिन्हें परमाणु (atoms) कहते हैं।
- (2) परमाणु अविभाज्य कण होते हैं।
- (3) एक ही तत्व के सभी परमाणु समान अर्थात् भार, आकार व रासायनिक गुणधर्मों में समान होते हैं।
- (4) भिन्न-भिन्न तत्वों के परमाणु भार, आकार व रासायनिक गुणधर्मों में भिन्न-भिन्न होते हैं।
- (5) अलग-अलग तत्वों के परमाणु सदैव छोटी-छोटी पूर्ण संख्याओं के सरल अनुपात में संयोग कर यौगिक बनाते हैं।
- (6) रासायनिक अभिक्रियाओं में परमाणु केवल पुनर्व्यस्थित होते हैं। इन्हें रासायनिक अभिक्रिया के द्वारा न तो बनाया जा सकता है, न ही नष्ट किया जा सकता है।

डॉल्टन का परमाणु सिद्धान्त बहुत सारे तथ्यों की व्याख्या नहीं कर पाया परन्तु इसके द्वारा परमाणु के बारे में वैज्ञानिक तथा प्रायोगिक तथ्यों के आधार पर अग्रिम अन्वेषणों की पुख्ता नींव रखी गई। 19 वीं शताब्दी के अंत तक यह ज्ञात हुआ कि परमाणु में कुछ और छोटे-छोटे कण भी विद्यमान होते हैं। इन अवपरमाण्विक कणों की उपस्थिति के कारण परमाणु संरचना में और संशोधन हुए।

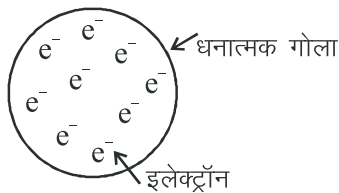
7.2 थॉमसन का परमाणु मॉडल (Atomic model of thomson)

अब तक इलेक्ट्रॉन व प्रोटॉन की खोज हो चुकी थी। परमाणु में इन इलेक्ट्रॉन व प्रोटॉन की आन्तरिक संरचना को समझने के लिए मॉडल विकसित किए जा रहे थे। परमाणु संरचना संबंधी पहला मॉडल सन् 1898 में सर जे.जे थामसन ने प्रस्तुत



जे.जे थामसन

किया था। उनके अनुसार परमाणु 10^{-10} मीटर के आकार का एक घनावेशित गोला होता है। जिसमें समान मात्रा में ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन वितरित होते हैं। इसे प्लम पुडिंग मॉडल भी कहा जात है। यह एक प्रकार का क्रिसमस केक है यहाँ धनावेश को पुडिंग की तरह माना गया है, जिसमें इलेक्ट्रॉन प्लम की तरह लगे होते हैं। इसे भारतीय परिप्रेक्ष्य में बूंदी के लड्डू या तरबूज की तरह भी समझा जा सकता है। तरबूज का लाल भाग धनावेश की तरह तथा मध्य में लगे बीज इलेक्ट्रॉन की तरह होते हैं। इस मॉडल में थॉमसन ने स्पष्ट किया था कि परमाणु में धनावेश तथा ऋणावेश की मात्रा समान होती है तथा परमाणु वैद्युतीय रूप से उदासीन होते हैं।



चित्र 7.1 थामसन का परमाणु प्रतिरूप

इस सिद्धान्त से परमाणु का विद्युतीय रूप से उदासीन होना तो स्पष्ट हो गया परन्तु आगे यह प्रतिरूप रदरफोर्ड के स्वर्ण पत्र प्रयोग को नहीं समझा सका। अतः यह सिद्धांत शीघ्र ही निरस्त कर दिया गया और केवल ऐतिहासिक महत्व का रह गया।

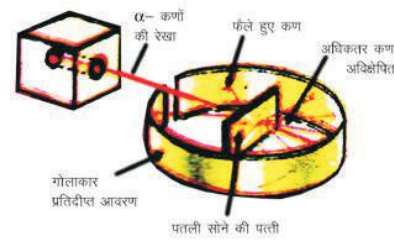
7.3 रदर फोर्ड का स्वर्ण पत्र प्रयोग (Rutherford's gold foil experiment)

अर्नेस्ट रदरफोर्ड तथा उनके शिष्यों ने सन् 1911 में सोने की बहुत पतली झिल्ली (Gold foil) पर α -कणों की बमबारी का प्रयोग किया। इससे सोने की पतली झिल्ली (मोटाई 10^{-7} मीटर या 100 nm) पर उच्च ऊर्जा वाले α -कणों (He के नाभिक) की बमबारी की गई। झिल्ली के चारों तरफ जिंक सल्फाइड से लेपित वृत्ताकार पर्दा रखा गया जिससे कि बमबारी

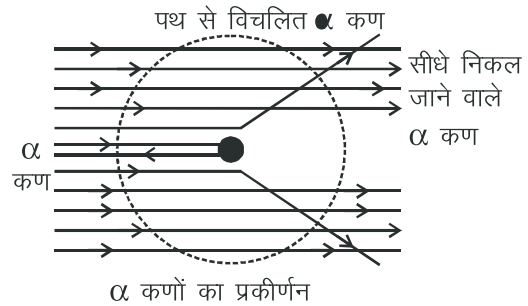


अर्नेस्ट रदरफोर्ड

के बाद α -कण इस पर्दे से टकरा कर फ्लैश (Flash) (स्फुरदिलपी) उत्पन्न करता है। इस प्रकार α -कण की दिशा ज्ञात हो जाती है।



चित्र 7.2 रदरफोर्ड का स्वर्णपत्र प्रयोग



चित्र 7.3 स्वर्ण धातु के नाभिक द्वारा α -कणों का प्रकीर्णन

उनके इस प्रयोग से प्राप्त प्रेक्षण इस प्रकार थे।

- (1) अधिकांश α -कण सोने की झिल्ली से बिना विक्षेपित हुए सीधे ही निकल गए।
- (2) बहुत कम α -कण कुछ अंश कोण से विक्षेपित हो गये।
- (3) 20,000 α -कणों में एक α -कण का विक्षेपण 180° के कोण से हुआ।

इस प्रयोग से प्राप्त प्रेक्षण अत्यंत अनपेक्षित थे। स्वयं रदरफोर्ड के शब्दों में "यह परिणाम उतना ही अविश्वसनीय था जैसे अगर आप एक 14 इंच तोप के गोले को टिशू पेपर के टुकड़े पर मारें और वह लौट कर आपको ही चोट पहुँचाये।" इन प्रेक्षणों के आधार पर रदरफोर्ड ने निम्नलिखित निष्कर्ष निकाले—

1. परमाणु का अधिकांश भाग खोखला और आवेशहीन होता है इसलिए अधिकांश α -कण सीधे ही निकल जाते हैं।
2. कुछ α -कण विक्षेपित हो जाते हैं इसलिए निश्चित है

कि उनपर प्रबल प्रतिकर्षण बल लगा होता है। अतः समस्त धनावेश परमाणु के अंदर एक जगह केन्द्रित होना चाहिए।

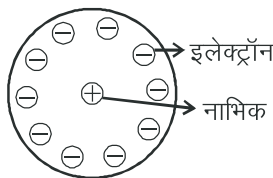
3. परमाणु में धनावेश का आयतन उसके कुल आयतन की तुलना में बहुत कम होता है। इस धनावेशित आयतन को नाभिक कहा। परमाणु का व्यास लगभग 10^{-10} मीटर तथा नाभिक का व्यास लगभग 10^{-15} मीटर होता है।

उपरोक्त निष्कर्षों के आधार पर रदरफोर्ड ने परमाणु का निम्नांकित मॉडल प्रस्तुत किया।

(1) परमाणु का सम्पूर्ण धनावेश तथा द्रव्यमान उसके मध्य नाभिक में कन्द्रित होता है।

(2) परमाणु का अधिकांश भाग रिक्त होता है जिसमें चारों ओर इलेक्ट्रॉन वृत्ताकार पथों में तीव्र गति से घूमते हैं। इन वृत्ताकार पथों को कक्षा (Orbit) कहते हैं।

(3) परमाणु विद्युत उदासीन होता है। अतः निश्चित रूप से परमाणु में जितने इलेक्ट्रॉन होते हैं। उतनी ही संख्या में नाभिक में प्रोटॉन उपस्थित होते हैं।



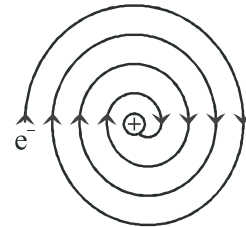
चित्र 7.4 परमाणु का रदरफोर्ड मॉडल

रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल सौर मॉडल का प्रतिरूप भी माना जाता है। इस मॉडल में इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों तरफ भिन्न-भिन्न कक्षाओं में इस प्रकार घूमते हैं जैसे विभिन्न ग्रह सूर्य के चारों तरफ विभिन्न कक्षाओं में घूमते हैं। इस प्रकार यह मॉडल परमाणु संरचना की व्याख्या करने का मूलभूत आधार बना परन्तु कुछ तथ्यों को समझा नहीं पाया।

रदरफोर्ड मॉडल की कमियाँ

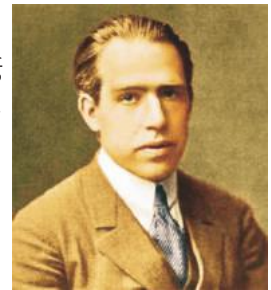
1. परमाणु के स्थायित्व की व्याख्या नहीं कर सका।
2. परमाणु की इलेक्ट्रॉन संरचना को स्पष्ट नहीं कर पाया। मैक्सवेल के सिद्धांत के अनुसार वृत्ताकार घूमता हुआ इलेक्ट्रॉन विकिरण उत्सर्जित करेगा, जिससे उसकी ऊर्जा कम होती जाएगी। इस प्रकार वह नाभिक के चारों ओर सर्पिलाकार गति करता हुआ अंततः उसमें गिर जाएगा परन्तु वास्तव में ऐसा

होता नहीं है। यह परमाणु के स्पेक्ट्रम तथा एक कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की संख्या एवं व्यवस्था को स्पष्ट नहीं करता है।



चित्र 7.5 परमाणु में e^- का पथ

नील्स बोर ने भौतिकी के क्वांटम सिद्धांतों का उपयोग कर रदरफोर्ड मॉडल के दोषों को दूर करने का प्रयास किया।



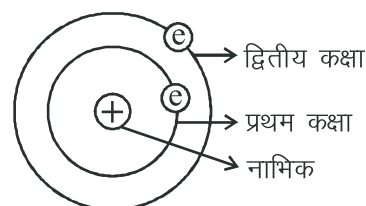
नील्स बोर

7.4 नील्स बोर की परिकल्पना

(Hypothesis of neil's bohr)

सन् 1913 में नील्स बोर ने हाइड्रोजन परमाणु की संरचना तथा उसके स्पेक्ट्रम को समझाने के लिए प्रतिरूप बनाया तथा तर्क संगत रूप से समझाया भी। बोर का परमाणु मॉडल निम्न परिकल्पनाओं पर आधारित है—

1. परमाणु के केन्द्र में नाभिक होता है जिसमें धनावेशित कण प्रोटॉन उपस्थित होते हैं।
2. इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित त्रिज्या एवं ऊर्जा वाले पथ में गति करते हैं। ये निश्चित ऊर्जा वाले पथ कक्षा, कोश या ऊर्जास्तर (Orbit or energy level) कहलाते हैं।
3. ये कक्षाएं नाभिक के चारों ओर सकेन्द्रिय रूप से व्यवस्थित होती हैं। इन्हें n से दर्शाया जाता है। इनका मान हमेशा पूर्णांक जैसे 1,2,3,4,..... होता है तथा इन्हें क्रमशः K,L,M,N,..... से भी प्रदर्शित किया जाता है।



चित्र 7.6 बोर का परमाणु मॉडल

4. n का मान बढ़ने के साथ कक्षाएँ नाभिक से दूर हो जाती हैं और उनकी ऊर्जा बढ़ती जाती है। $n = 1$ या K कक्षा की ऊर्जा सबसे कम होती है।

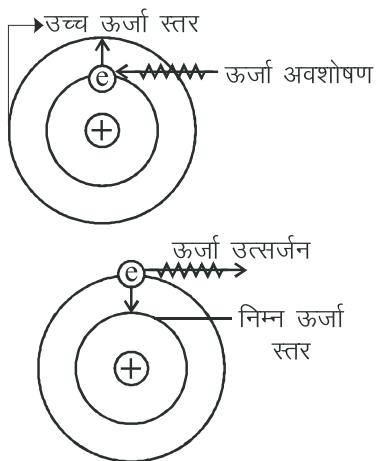
5. इन कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $mvr = \frac{h}{2\pi}$

या इसका गुणक होता है। यहाँ h = प्लांक स्थिरांक, m = इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान, v = इलेक्ट्रॉन का वेग, r = कक्षा की त्रिज्या है। अर्थात् इलेक्ट्रॉन केवल उन्हीं कक्षाओं में गति कर

सकता है जिनका कोणीय संवेग $\frac{nh}{2\pi}$ के बराबर हो।

6. बोर के अनुसार एक निश्चित कक्षा में चक्कर लगाने पर इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा में कोई परिवर्तन नहीं होता है।

7. इलेक्ट्रॉन जब परमाणु के बाहर से किसी प्रकार की ऊर्जा का अवशोषण करता है तो उत्तेजित होकर उच्च ऊर्जा स्तर में चला जाता है। यदि इलेक्ट्रॉन ऊर्जा का उत्सर्जन करता है तो उच्च ऊर्जा स्तर से निम्न ऊर्जा स्तर की कक्षा में आ जाता है। परमाणु में e^- द्वारा इसकी ऊर्जा अवशोषण व उत्सर्जन से रैखिक स्पैक्ट्रम का निर्माण होता है।



चित्र 7.7 इलेक्ट्रॉन द्वारा ऊर्जा का अवशोषण तथा उत्सर्जन बोर मॉडल की कमियाँ

यह निश्चित है कि रदरफोर्ड मॉडल से बोर का परमाणु प्रतिरूप अधिक विकसित था। इसके द्वारा परमाणु के रैखिक स्पैक्ट्रम तथा स्थायित्व की व्याख्या की जा सकी। इस मॉडल में भी कुछ प्रमुख कमियाँ पाई गईं, जो निम्न हैं।

i. अधिक इलेक्ट्रॉन वाले परमाणु प्रतिरूप को इस मॉडल

द्वारा स्पष्ट नहीं किया जा सका।

ii. उच्चभेदन क्षमता वाले उपकरणों से देखने पर पता चला कि परमाणु का रैखिक स्पेक्ट्रम एक से अधिक लाइनों में बँटा होता है, जिसका कारण बोर मॉडल से स्पष्ट नहीं हो सका।

iii. यह परमाणु द्वारा रासायनिक बंध बनाकर अणु बनाने की प्रक्रिया को स्पष्ट नहीं कर सका।

परमाणु की संरचना ज्ञात करने के साथ-साथ अनेक प्रकार के तत्वों की भी खोज हो रही थी। इन तत्वों के प्रतीक, परमाणु संरचना तथा विशेष गुणों को स्पष्ट रूप से पहचाना भी गया। अब तक यह तो ज्ञात हो ही चुका था कि सभी पदार्थ तत्वों के परमाणुओं से बने होते हैं। इन तत्वों से सम्बन्धित जानकारियों को व्यवस्थित करने का प्रयास किया जा रहा था।

7.5 वर्गीकरण की आवश्यकता (Necessity of classification)

सन् 1800 तक 31 तत्वों की पहचान हो चुकी थी। सन् 1865 तक 63 तत्वों की पहचान हो चुकी थी और आज 118 तत्व (IUPAC के अनुसार) ज्ञात हैं, हालांकि इनमें से कुछ तत्व मानव-निर्मित भी हैं। इन सभी तत्वों को अलग-अलग याद रखना, उनके रासायनिक एवं भौतिक गुण तथा उनसे बनने वाले यौगिकों के गुणधर्मों का अध्ययन करना एक बहुत ही कठिन कार्य है। अतः तत्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता महसूस हुई। वैज्ञानिकों ने कुछ गुणों के आधार पर इन तत्वों को एक क्रम में व्यवस्थित करने का प्रयास किया। जिससे इन का अध्ययन सरल, सुगम व तर्कसंगत तरीके से किया जा सके। इस प्रकार के वर्गीकरण से भविष्य में खोजे जाने वाले नये तत्वों का अध्ययन भी सुव्यवस्थित तरीके से किया जा सकेगा।

7.6 वर्गीकरण (Classification)

तत्वों का वर्गीकरण वैज्ञानिकों के अनेक वर्षों के प्रयोगों तथा परिकल्पनाओं का परिणाम है। सर्वप्रथम इस श्रेणी में **डोबराइनर** का नाम आता है। सन् 1829 में उन्होंने तीन-तीन तत्वों के समूह बनाए जिनके भौतिक व रासायनिक गुण समान थे। इन्हें **डोबराइनर के त्रिक** भी कहा जाता है। इस समूह में मध्य वाले तत्व का परमाणु भार शेष दो तत्वों के परमाणु भार के औसत के लगभग बराबर था तथा गुण भी

दोनों तत्वों के गुणधर्मों के मध्य के थे।

सारणी 7.1 डोबराइनर के त्रिक

तत्व	परमाणुभार	तत्व	परमाणुभार	तत्व	परमाणु भार
Li	7	Ca	40	Cl	35
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

डोबराइनर ऐसे केवल तीन त्रिक ही ज्ञात कर सके। आगे यह नियम अनुपयुक्त रहा। इसके पश्चात् अंग्रेज रसायनज्ञ **जॉन एलेक्जेंडर न्यूलैंड** ने सन् 1865 में **अष्टक नियम (Law of octaves)** दिया। उन्होंने तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु भार के क्रम में व्यवस्थित किया तथा पाया कि आठवें तत्व के गुण पहले तत्व के समान थे। जैसे कि संगीत में (सा रे गा मा प घ नि सा) सात स्वरों बाद आठवाँ स्वर पहले स्वर जैसा ही आता है।

सारणी-7.2 न्यूलैंड के अष्टक

तत्व	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु-भार	7	9	11	12	14	16	19
तत्व	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु-भार	23	24	27	28	31	32	35.5
तत्व	K	Ca					
परमाणु-भार	39	40					

यह नियम भी Ca के आगे के तत्वों के लिए उपयुक्त सिद्ध नहीं हुआ। इसके बाद कई वैज्ञानिकों ने वर्गीकरण के कार्य को आगे बढ़ाया। इनमें रूसी वैज्ञानिक दमित्री मेंडेलीफ एवं लोथर मेयर ने स्वतंत्र रूप से आवर्त सारणी के रूप में वर्गीकरण को विकसित किया।

7.7 मेंडेलीफ की आवर्त सारणी

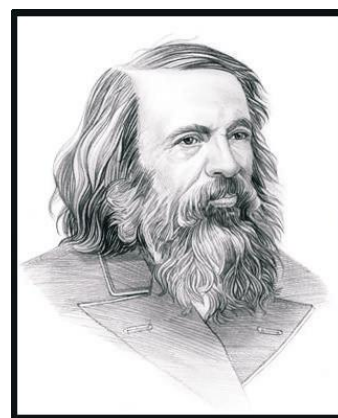
(Mendeleef's periodic table)

सर्वप्रथम आवर्तसारणी बनाने का श्रेय मेंडेलीफ को है। उन्होंने तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारों के क्रम में व्यवस्थित करने पर देखा कि एक निश्चित अन्तराल के बाद तत्वों के समान गुणों की पुनरावृत्ति होती है। उन्होंने इसे ही आधार मान कर एक आवर्त नियम दिया—**तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन होते हैं।**

मेंडेलीफ ने आवर्त सारणी को क्षैतिज पंक्तियों तथा ऊर्ध्वाधर स्तंभों में व्यवस्थित किया। उन्होंने ऊर्ध्वाधर स्तंभों को वर्ग तथा क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त कहा। सारणी में 8

वर्ग हैं जिन्हें दो उपवर्गों A व B में विभाजित किया गया है। उस समय तक उत्कृष्ट गैसों (Noble gases) ज्ञात नहीं थी, बाद में इन्हें एक नया वर्ग शून्य वर्ग बनाकर सारणी में दर्शाया गया। आवर्त 6 बनाए गए, जिन्हें पुनः श्रेणियों में भी बाँटा गया।

मेंडेलीफ ने तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारों के क्रम में सारणी में व्यवस्थित किया। उन्होंने सुनिश्चित किया कि एक ही प्रकार के भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्मों वाले तत्व एक ही वर्ग में आएँ ताकि तत्वों की आवर्तिता बरकरार रहे। इसके लिए उन्हें कहीं-कहीं परमाणु भार के क्रम को तोड़ना भी पड़ा। जैसे आयोडीन (I) का परमाणु भार



डी. मेंडेलीफ

सारणी 7.3 मेडलीफ की आवर्त सारणी

Group	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
Oxide Hydride	R ₂ O RH		RO RH ₂		R ₂ O ₃ RH ₃		RO ₂ RH ₄		R ₂ O ₅ RH ₅		RO ₃ RH ₂		R ₂ O ₇ RH		RO ₄		
Periods ↓	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	Transition series		
1	H 1.008																
2	Li 6.939		Be 9.012		B 10.81		C 12.011		N 14.007		O 15.999		F 18.998				
3	Na 22.99		Mg 24.31		Al 29.98		Si 28.09		P 30.974		S 32.06		Cl 35.453				
4	K 39.102		Ca 40.08		Sc 44.96		Ti 47.90		V 50.94		Cr 50.20		Mn 54.94		Fe 55.85	Co 58.93	Ni 58.71
	Cu 63.54		Zn 65.37		Ga 69.72		Ge 72.59		As 74.92		Se 78.96		Br 79.909				
5	Rb 85.47		Sr 87.62		Y 88.91		Zr 91.22		Nb 92.91		Mo 95.94		Tc 99		Ru 101.07	Rh 102.91	Pd 106.4
	Ag 107.87		Cd 112.40		In 114.82		Sn 118.69		Sb 121.75		Te 127.60		I 126.90				
6	Cs 132.90		Ba 137.34		La 138.91		Hf 178.49		Ta 180.95		W 183.85				Os 190.2	Ir 192.2	Pt 195.09
	Au 196.97		Hg 200.59		Tl 204.37		Pb 207.19		Bi 208.98								

126.9 है इसे टेल्यूरियम (Te) परमाणु भार 127.6 के बाद रखा गया क्योंकि इसके गुणों में वर्ग VII के तत्वों से समानता पाई जाती है। इसी प्रकार उन्होंने आवर्तसारणी में कुछ तत्वों के लिए रिक्त स्थान भी छोड़े तथा उनके गुणधर्मों के बारे में भविष्यवाणी भी करी। उन्होंने एका-बोरॉन, एका-एल्यूमिनियम, एका-सिलिकॉन के लिए रिक्त स्थान छोड़ा तथा गुणों का अनुमान लगाया जो कि बाद में सही सिद्ध हुआ। इन्हें बाद में क्रमशः स्कैण्डियम, गैलियम, जर्मेनियम कहा गया। इस सारणी का निर्माण तत्वों के वर्गीकरण एवं अध्ययन में अत्यंत महत्वपूर्ण तथा उपयोगी रहा।

फिर भी यह सारणी कुछ तथ्यों को नहीं स्पष्ट कर सकी जैसे कि—

- कुछ स्थानों पर परमाणुभार के बढ़ते क्रम का पालन नहीं किया गया।
- कुछ समान गुण वाले तत्व अलग-अलग वर्ग में तथा असमान गुण वाले तत्व एक ही वर्ग में आ गये।

iii. हाइड्रोजन को निश्चित स्थान नहीं दिया गया।

iv. समस्थानिकों को स्थान नहीं दिया गया।

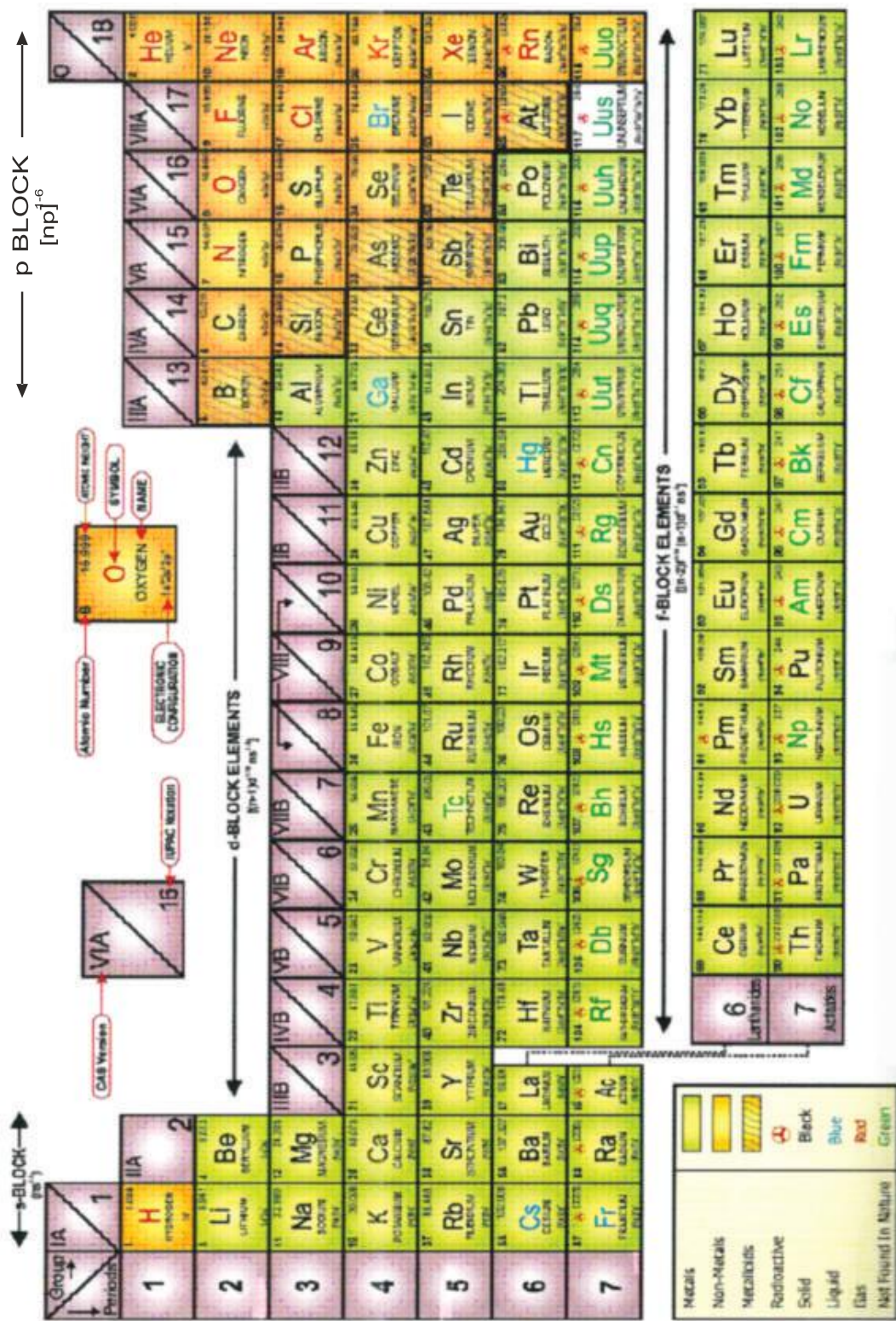
7.8 आधुनिक आवर्त-सारणी

(Modern periodic table)

मैण्डलीफ ने जब आवर्त सारणी का निर्माण किया था तब परमाणु में अवपरमाणुक कणों (e,p,n) की व्यवस्था की जानकारी नहीं थी। अतः उन्होंने परमाणु भार को मुख्य गुण माना।

बीसवीं सदी के प्रारंभ में इलेक्ट्रॉन प्रोटॉन व न्यूट्रॉन की जानकारी के बाद सन् 1913 में हेनरी मोजले ने आवर्त सारणी को पुनः व्यवस्थित किया। उन्होंने पाया कि परमाणु भार की तुलना में परमाणु क्रमांक आवर्त-सारणी में तत्वों को ज्यादा अच्छी तरह से प्रदर्शित करते हैं। इस प्रकार मोजले ने एक संशोधित आवर्त नियम दिया जिसके अनुसार “ तत्वों के

सारणी 7.4 आधुनिक सारणी का दीर्घस्वरूप



भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं। इसे आधुनिक आवर्त-नियम कहते हैं।

आधुनिक आवर्तसारणी में तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के आधार पर रखा गया है। उदासीन परमाणु में परमाणु क्रमांक अर्थात् नाभिक में उपस्थित प्रोटोन की संख्या उसमें उपस्थित इलेक्ट्रॉन की कुल संख्या के बराबर होती है। अतः यह आवर्तसारणी स्वयं ही तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास का भी प्रतिनिधित्व करती है। आवर्तसारणी का यह रूप बहुत ही सरल तथा मैण्डेलीफ की आवर्त सारणी की तुलना में ज्यादा विस्तृत है। इसे **आवर्तसारणी का दीर्घ या लम्बा रूप (Extended or long form of periodic table)** भी कहा जाता है।

इस आवर्त सारणी में क्षैतिज पंक्तियाँ **आवर्त (Period)** तथा उर्ध्वाधर स्तम्भ **वर्ग (Group)** कहलाते हैं। वर्गों की संख्या 18 तथा आवर्तों की संख्या 1 से 7 तक होती है। आवर्त मुख्य ऊर्जा स्तर n अर्थात् कोश को निरूपित करते हैं। प्रथम आवर्त में दो तत्व होते हैं। इसे **अतिलघुआवर्त** कहते हैं। द्वितीय तथा तृतीय आवर्त में 8-8 तत्व हैं, इन्हें लघु आवर्त कहते हैं। चतुर्थ व पंचम आवर्त में d कक्षक भी सम्मिलित हो जाते हैं। इन दोनों आवर्तों में 18-18 तत्व होते हैं। इन्हें दीर्घ आवर्त कहते हैं। छठे व सातवें आवर्त में f कक्षक भी प्रारंभ हो जाते अतः इनमें 32-32 तत्व होते हैं। इन्हें **अति दीर्घ आवर्त** भी कहते हैं। हालांकि f - ब्लॉक के एक-एक प्रारूपिक तत्व को आवर्तसारणी में लिखकर दो क्षैतिज पंक्तियों में अलग से 14-14 तत्वों दर्शाया जाता है। इनमें पहली पंक्ति के तत्व **लेन्थेनाइड** व दूसरी पंक्ति के तत्व **एक्टिनॉइड** कहलाते हैं।

इस आवर्तसारणी में यह तो स्पष्ट है कि एक ही उर्ध्वाधर स्तंभ अर्थात् एक ही वर्ग में तत्वों के बाह्यतम कोशों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होते हैं। एक ही वर्ग के इन सभी तत्वों में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या अर्थात् बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की संख्या समान होती है। उसी वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर केवल कोशों की संख्या बढ़ती जाती है। बाह्यतम कोश में भरे गए अंतिम इलेक्ट्रॉन के आधार पर इन तत्वों को चार ब्लॉक में वर्गीकृत किया जाता है। वर्ग 1 व 2 को s ब्लॉक तत्व, वर्ग 13 से 18 तक p ब्लॉक तत्व,

वर्ग 3 से 12 तक d ब्लॉक तत्व तथा नीचे की दोनों क्षैतिज पंक्तियों को f ब्लॉक के तत्व कहा जाता है। क्षैतिज पंक्तियों में पहली पंक्ति के तत्व ($4f$ श्रेणी) लैन्थेनम के बाद आते हैं अतः इन्हें लैन्थेनाइड कहा जाता है। दूसरी पंक्ति के तत्व ($5f$ श्रेणी) एक्टिनियम के बाद आते हैं अतः इन्हें एक्टिनाइड कहा जाता है। s ब्लॉक के तत्वों **क्षारीय एवं क्षारीय मृदा धातु**, p ब्लॉक के तत्वों को **निरूपक तत्व** या **मुख्य तत्व**, d -ब्लॉक के तत्वों को **संक्रमण तत्व** तथा f -ब्लॉक के तत्वों को **अन्तःसंक्रमण तत्व** कहा जाता है। आवर्त आरणी में यूरेनियम के बाद के तत्वों को परायूरेनियम तत्व भी कहा जाता है।

इस प्रकार इस आवर्तसारणी में बाँयी ओर विद्युत धनी धात्विक तत्व तथा दाहिनी ओर विद्युत ऋणी अधात्विक तत्व आ जाते हैं। B, Si, As, Te और At के नीचे खींची गई टेढ़ी-मेढ़ी सीढ़ीनुमा रेखा धातु व अधातु की सीमा बनाती है। इन तत्वों को उपधातु भी कहते हैं।

7.9 गुणों में आवर्तिता

(Periodicity in properties)

आवर्तसारणी के आधार पर तत्वों के कई भौतिक एवं रासायनिक गुणों को स्पष्ट किया जाता है। यदि आवर्त-सारणी में वर्ग में ऊपर से नीचे या आवर्त में बाँए से दाँए जाएं तो तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणों के बढ़ने या घटने का एक निश्चित क्रम दिखाई देता है। तत्वों के गुणों में यह नियमित परिवर्तन उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर निर्भर करता है। आवर्त सारणी में तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में क्रमिक परिवर्तन होता है इसी के साथ तत्वों के गुणों में भी क्रमिक परिवर्तन दृष्टिगोचर होता है। गुणों में इस क्रमिक परिवर्तन को ही **गुणों में आवर्तिता** कहा जाता है तथा गुणों को आवर्ती गुण कहा जाता है। जैसे – परमाणु त्रिज्या, गलनांक, क्वथनांक, आयनन एन्थैल्पी, संयोजकता आदि। कुछ प्रमुख गुणों में आवर्तिता इस प्रकार पाई जाती है।

7.9.1 परमाणु त्रिज्या (Atomic radius)

परमाणु के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन से नाभिक के मध्य की दूरी को परमाणु त्रिज्या कहते हैं। यह एक बहुत ही छोटी इकाई होती है। एक ही आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ता जाता है अतः नाभिक में प्रोटॉन की

संख्या बढ़ती है। इस कारण बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन पर अधिक नाभिकीय आकर्षण बल लगता है, इसलिए परमाणु त्रिज्या का मान घटता है।

परमाणु में बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉन पर नाभिक के द्वारा जो आकर्षण बल महसूस किया जाता है उसे **प्रभावी-नाभिकीय आवेश** कहते हैं। प्रभावी नाभिकीय आवेश हमेशा वास्तविक नाभिकीय आवेश से कम होता है क्योंकि बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के परस्पर प्रतिकर्षण बल से कुछ मात्रा में नाभिकीय आकर्षण बल संतुलित हो जाता

है। प्रभावी नाभिकीय आवेश महत्वपूर्ण गुण है जिससे आवर्त सारणी में गुणों की आवर्तिता प्रभावित होती है। एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ता है तथा वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कम होता है।

एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ता है साथ ही कोशों की संख्या भी बढ़ती है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान भी कम होता है। अतः परमाणु त्रिज्या बढ़ती जाती है।

सारणी 7.5 वर्ग में बढ़ती हुई परमाणु त्रिज्या

तत्व (वर्ग 1)	परमाणु क्रमांक	परमाणु त्रिज्या	कोशों की संख्या
Li	3	152	2
Na	11	186	3
K	19	231	4
Rb	37	244	5
Cs	55	262	6

परमाणु त्रिज्या पिकोमीटर में

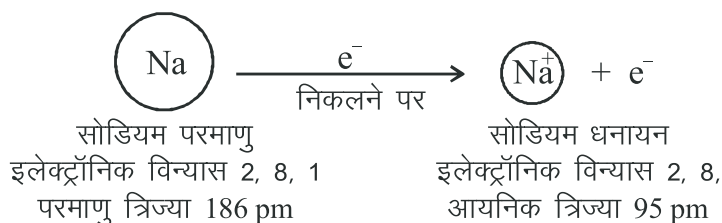
सारणी 7.6 आवर्त में घटती हुई परमाणु त्रिज्या

आवर्त II (तत्व)	Li	Be	B	C	O	O	F
परमाणु क्रमांक	3	4	5	6	7	8	9
परमाणु त्रिज्या	152	111	88	77	74	66	64

परमाणु त्रिज्या पिकोमीटर में

7.9.2 आयनिक त्रिज्या (Ionic radius)

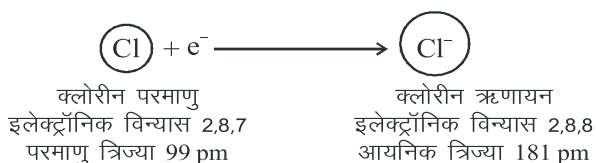
जब परमाणु इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता या त्यागता है तो आयन का निर्माण होता है। आयन की त्रिज्या को ही आयनिक त्रिज्या कहा जाता है। किसी परमाणु के द्वारा इलेक्ट्रॉन को त्यागने से धनायन बनता है।



चित्र 7.8 धनायन का छोटा आकार

धनायन निर्माण में इलेक्ट्रॉन के निकलने से परमाणु का बाह्यतम कोश पूरी तरह समाप्त हो जाता है तथा शेष इलेक्ट्रॉनों पर प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ जाता है। अतः हमेशा धनायन का आकार उदासीन परमाणु से छोटा होता है।

किसी परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से ऋणायन बनता है।



चित्र 7.9 ऋणायन का बड़ा आकार

ऋणायन बनने में बाह्यतम कोश में इलेक्ट्रॉन की संख्या बढ़ती है एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान कम होता है। अतः ऋणायन का आकार हमेशा उसके उदासीन परमाणु से बड़ा होता है।

7.9.3 आयनन एन्थैल्पी – (Ionisation enthalpy)

गैसीय अवस्था में किसी तत्व के एक उदासीन परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन पृथक करने के लिए दी जाने वाली ऊर्जा **आयनन एन्थैल्पी** या आयनन विभव कहलाती है। यह किलो कैलोरी/मोल या किलो जूल/मोल या इलेक्ट्रॉन वोल्ट/मोल में मापी जाती है। चूँकि इस प्रक्रिया में ऊर्जा दी जाती है, अतः इसका मान हमेशा धनायन होता है।



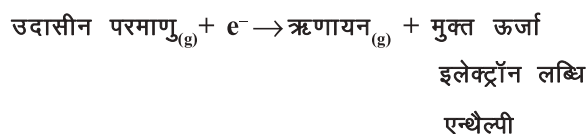
उदासीन परमाणु से प्रथम इलेक्ट्रॉन पृथक करने के लिए दी जाने वाली ऊर्जा प्रथम आयनन एन्थैल्पी, धनायन से एक और इलेक्ट्रॉन पृथक करने के लिए दी जाने वाली ऊर्जा द्वितीय आयनन एन्थैल्पी कहलाती है। इसी प्रकार तृतीय इलेक्ट्रॉन को पृथक करने के लिए दी जाने वाली ऊर्जा तृतीय आयनन एन्थैल्पी कहलाती है। एक तत्व के लिए सामान्यतया प्रथम आयनन एन्थैल्पी (IE) < द्वितीय आयनन एन्थैल्पी < तृतीय आयनन एन्थैल्पी होती है।

एक ही आवर्त में बाँये से दाँए जाने पर परमाणु आकार कम होने से एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ने से, परमाणु से इलेक्ट्रॉन पृथक करना कठिन होता जाता है। अतः आयनन एन्थैल्पी का मान बढ़ता जाता है।

एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोशों की संख्या बढ़ने से परमाणु आकार बढ़ता है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश कम होने के कारण बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों का संयोजन ढीला होता है। अतः उदासीन परमाणु से इलेक्ट्रॉन पृथक करना सरल होता है। इस कारण वर्ग में ऊपर से नीचे आने पर तत्वों की आयनन एन्थैल्पी का मान कम होता जाता है।

7.9.4 इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी (Electron gain enthalpy)

इसे इलेक्ट्रॉन बंधुता भी कहते हैं। गैसीय अवस्था में किसी तत्व के एक उदासीन परमाणु द्वारा एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन बनाया जाता है, तो मुक्त ऊर्जा **इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी** या इलेक्ट्रॉन बंधुता कहलाती है। इसका मान घनात्मक या ऋणात्मक हो सकता है, यह तत्व की प्रकृति पर निर्भर करता है।



एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर परमाणु आकार छोटा होने एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ने के कारण इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान बढ़ता जाता है। एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु आकार में अनियमितता भी पाई जाती है।

7.9.5 विद्युत ऋणता (Electronegativity)

सहसंयोजक यौगिकों में दो असमान परमाणुओं के मध्य बने हुए रासायनिक बंध के इलेक्ट्रॉन को परमाणु द्वारा अपनी ओर आकर्षित करने के गुण को विद्युत ऋणता कहते हैं। तत्वों की यह एक सापेक्ष प्रवृत्ति होती है।

एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर परमाणु आकार छोटा होते जाने के कारण तत्वों की विद्युत ऋणता बढ़ती जाती है। एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु आकार बढ़ते जाने के कारण विद्युत ऋणता का मान घटता जाता है। सर्वाधिक विद्युतऋणता तत्व फ्लोरीन (F) होता है।

7.10 संयोजकता (Valency)

किसी तत्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या उस तत्व की संयोजकता का निर्धारण करती है। इस

सारणी 7.7 तत्वों की संयोजकता

वर्ग	संयोजकता कोश में e^- की संख्या	संयोजकता	H के साथ यौगिक	O के साथ यौगिक
1	1	1	NaH	Na ₂ O
2	2	2	CaH ₂	CaO
13	3	3	AlH ₃	Al ₂ O ₃
14	4	4	SiH ₄	SiO ₂
15	5	3,5	PH ₃	P ₂ O ₅
16	6	2,6	H ₂ S	SO ₃
17	7	1,7	HCl	Cl ₂ O ₇

गुण को तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास द्वारा स्पष्ट किया जाता है। सामान्यतया किसी तत्व के एक परमाणु से संयोग करने वाले हाइड्रोजन परमाणु की संख्या या संयोग करने वाले ऑक्सीजन परमाणु की संख्या के आधे को उसकी संयोजकता कहते हैं।

एक ही वर्ग के सभी सदस्य समान संयोजकता प्रदर्शित करते हैं क्योंकि इनके बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास भी समान होते हैं। s ब्लॉक अर्थात् वर्ग 1 व 2 के सदस्यों के बाह्यतम कोश में क्रमशः 1 व 2 इलेक्ट्रॉन ही होते हैं एवं इनकी संयोजकता भी क्रमशः 1 व 2 ही होती है।

p ब्लॉक के तत्व अर्थात् वर्ग 13 से 17 तक के तत्वों की संयोजकता उसके बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की संख्या या 8 में से बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की संख्या को घटाने से प्राप्त होती है।

18 वें वर्ग की संयोजकता सामान्यतया शून्य होती है। एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर संयोजकता 1 से 4 तक बढ़ती है तथा फिर घटती जाती है। यदि तत्व ऑक्सीजन से संयोग करता है तो संयोजकता 1 से 7 तक बढ़ती जाती है। इसके अलावा d ब्लॉक तत्व, लैन्थेनॉइड एक्टिनॉइड तत्व एक से अधिक संयोजकता प्रदर्शित करते हैं, इसे **परिवर्ती संयोजकता (Variable valency)** कहते हैं। यह इस वर्ग के तत्वों का एक विशेष लक्षण भी है। अब संयोजकता के स्थान पर **ऑक्सीकरण अवस्था** का प्रयोग होने लगा है। विद्युत ऋणता के अनुसार किसी तत्व का एक परमाणु, दूसरे तत्व के परमाणु से जितनी संख्या में आवेश या इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है, वह उसकी ऑक्सीकरण अवस्था कहलाती है।

7.11 परमाणु आकार (Atomic size)

परमाणु आकार एक स्वतंत्र परमाणु के नाभिक से बाह्यतम कोश की दूरी का माप है। किसी तत्व के एक परमाणु का आकार ज्ञात कराना अत्यन्त कठिन होता है क्योंकि या तो ये अणु के रूप में या परमाणुओं के समूह के रूप में रहते हैं। एक विलगित परमाणु का मिलना अत्यन्त दुर्लभ है। अतः परमाणु आकार उस परमाणु की त्रिज्या के आधार पर निर्धारित किया जाता है। एक परमाणु की त्रिज्या निम्न में से किसी भी रूप में हो सकती है।

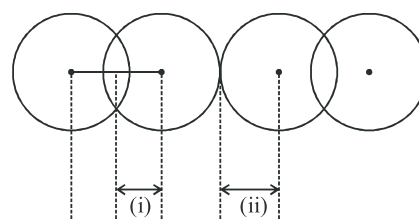
(i) सहसंयोजक त्रिज्या (ii) वाण्डरवाल त्रिज्या

7.11.1 सहसंयोजक त्रिज्या

जब एक ही तत्व के दो समान परमाणु सहसंयोजक बन्ध से जुड़े हो तो दोनों परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का आधा उस परमाणु की सह-संयोजक त्रिज्या कहलाती है।

7.11.2 वाण्डरवाल त्रिज्या

ठोस अवस्था में एक ही पदार्थ के दो निकट स्थित अनाबंधित अणुओं के परमाणुओं के बीच की दूरी का आधा **वाण्डरवाल त्रिज्या** कहलाती है।



चित्र 7.10 (i) सहसंयोजक त्रिज्या एवं (ii) वाण्डरवाल त्रिज्या

अतः वाण्डर वाल त्रिज्या r_w का मान हमेशा सहसंयोजक त्रिज्या r_c से अधिक होता है।

$$r_w > r_c$$

इसके अलावा धात्विक त्रिज्या के आधार पर भी परमाणु का आकार ज्ञात किया जाता है। धातु के क्रिस्टल जालक में नजदीक स्थित दो परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का आधा धात्विक त्रिज्या कहलाती है।

आवर्त सारणी में परमाणुओं का साइज एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे कोशों की संख्या बढ़ने के कारण बढ़ता जाता है। एक ही आवर्त में बाँये से जाने पर उसी कोश में इलेक्ट्रॉन की संख्या बढ़ती है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश भी बढ़ता है। अतः परमाणु आकार कम होता जाता है।

परमाणु आकार के इस आवर्ती गुणधर्म पर तत्वों के धात्विक तथा अधात्विक गुण निर्भर करते हैं।

7.12 धात्विक एवं अधात्विक गुण

(Metallic and non-metallic properties)

किसी तत्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बनाने की प्रवृत्ति उसका धात्विक गुण कहलाती है। जैसे कि वर्ग 1 के क्षार धातु सबसे अधिक विद्युत धनी तत्व कहलाते हैं क्योंकि ये सरलता से इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन बना लेते हैं। ये ही सर्वाधिक धात्विक गुण रखते हैं।

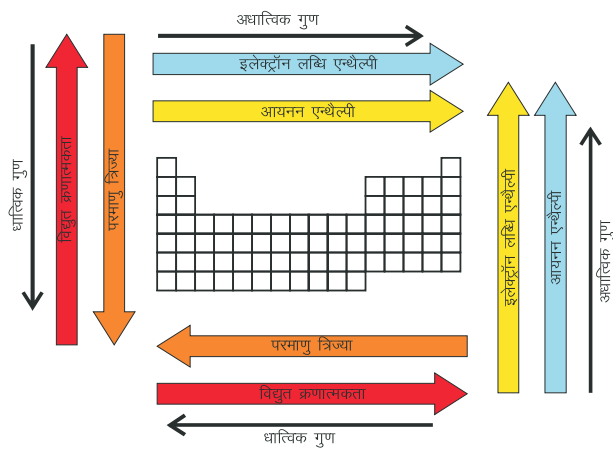
किसी तत्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति उसका अधात्विक गुण कहलाता है। जैसे कि वर्ग 17 के हैलोजेन वर्ग के तत्व सरलता से इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन बना लेते हैं, अतः प्रबल अधात्विक गुण रखते हैं।

एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर तत्व के परमाणुओं का आकार बढ़ता जाता है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान कम होता जाता है। अतः वर्ग में ऊपर से नीचे आयनन एन्थैल्पी का मान क्रमिक रूप से घटता जाता है और धनायन का निर्माण सरलता से होता है। एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर परमाणु का आकार छोटा तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ता है। अतः आयनन एन्थैल्पी का मान क्रमिक रूप से बढ़ता जाता है और धनायन का निर्माण सरलता से नहीं होता है। अर्थात् तत्व के धात्विक गुणों में कमी होती

है। धातुएँ विद्युत धनात्मक गुण रखती हैं अर्थात् विद्युत धनी होती हैं।

एक ही आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर परमाणु का आकार छोटा एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ने के कारण इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान बढ़ता है। अतः ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति बढ़ती है और तत्वों के अधात्विक गुणों में वृद्धि होती है। एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मान में कमी होती है अतः अधात्विक गुणों में कमी होती है।

इसी कारण आवर्त सारणी के बाँए भाग के तत्व धात्विक गुणों से समृद्ध होते हैं। जैसे-जैसे दाहिनी ओर बढ़ते हैं धात्विक गुणों में कमी तथा अधात्विक गुणों में वृद्धि होती जाती है। अधातुएँ विद्युत ऋणात्मक होती हैं अर्थात् विद्युत ऋणी गुण रखती हैं।



चित्र संख्या 7.9 आवर्तसारणी में तत्वों के आवर्ती गुणधर्म

आवर्त सारणी में इस प्रकार धातु व अधातु को पृथक करने वाली एक टेढ़ी-मेढ़ी रेखा बन जाती है, जिसके समीप स्थित तत्व दोनो प्रकार के गुणधर्मों को प्रदर्शित करते हैं। इस तत्वों को **उपधातु** कहते हैं। इस रेखा पर आने वाले ये उपधातु तत्व हैं— बोरॉन, सिलिकॉन, जर्मनियम, आर्सेनिक, एन्टिमनी, टेल्यूरियम एवं पोलोनियम।

सामान्यतया धातुओं के ऑक्साइड क्षारकीय तथा अधातुओं के ऑक्साइड अम्लीय होते हैं।

महत्वपूर्ण बिन्दु

1. सर्वप्रथम डॉल्टन ने परमाणु सिद्धांत दिया था। उन्होंने बताया कि प्रत्येक पदार्थ परमाणु से निर्मित होता है।
2. प्रथम परमाणु मॉडल थॉमसन ने दिया था जिसे प्लमपुडिंग मॉडल के नाम से जाना जाता है।
3. रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के अनुसार परमाणु के मध्य नाभिक में उसका अधिकांश भार तथा धनावेश केन्द्रित होता है। परमाणु का अधिकांश भाग रिक्त होता है जिसमें इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर चक्कर लगाते हैं।
4. नील्स बोर ने बताया कि इलेक्ट्रॉन परमाणु के चारों ओर निश्चित ऊर्जा की कक्षा में चक्कर लगाते हैं।
5. तत्वों के क्रमबद्ध अध्ययन के लिए उनका वर्गीकरण किया गया।
6. वर्गीकरण के प्रारम्भिक प्रयासों में डोबराइन के त्रिक, न्यूलैंड का अष्टक नियम आदि दिए गए।
7. तत्वों के वर्गीकरण में महत्वपूर्ण प्रयास मेंडलीफ का रहा। उन्होंने आवर्त नियम दिया जिसके अनुसार "तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन होते हैं।"
8. मेंडलीफ ने परमाणु भार के बढ़ते क्रम के आधार पर आवर्तों व वर्गों में विभाजित एक महत्वपूर्ण आवर्त सारणी का निर्माण किया।
9. मेंडलीफ के आवर्त नियम को मोजले ने और व्यवस्थित किया तथा आधुनिक आवर्त नियम दिया। इसके अनुसार "तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं"
10. आधुनिक आवर्त-सारणी को परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम के आधार पर निर्मित किया गया है। इसमें 7 आवर्त व 18 वर्ग हैं।
11. तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणों में आवर्तिता उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण पाई जाती है।
12. परमाणु त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी, विद्युत ऋणता आदि तत्वों के आवर्ती गुणधर्म हैं।

13. परमाणु के बाह्यतम कक्ष में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या उसकी संयोजकता निर्धारित करती है।
14. तत्वों में धात्विक या अधात्विक गुणधर्म उसके परमाणु आकार एवं अन्य आवर्ती गुणधर्मों पर निर्भर करते हैं।

अभ्यासार्थ प्रश्न

बहुचयनात्मक प्रश्न

1. रदरफोर्ड के प्रयोग में किन विकिरणों का प्रयोग किया गया था?
(क) α (ख) β
(ग) γ (घ) X
2. पदार्थ का सबसे छोटा कण होता है?
(क) अणु (ख) परमाणु
(ग) तत्व (घ) यौगिक
3. तत्वों का प्रथम आवर्ती वर्गीकरण दिया था—
(क) डोबराइन ने (ख) मोजले ने
(ग) न्यूलैंड ने (घ) मेंडलीफ ने
4. आधुनिक आवर्तसारणी पदार्थ के किस गुण पर आधारित है—
(क) परमाणु संरचना (ख) परमाणु भार
(ग) परमाणु क्रमांक (घ) संयोजकता
5. आधुनिक आवर्तसारणी में आवर्त तथा वर्गों की संख्या है—
(क) 7 एवं 18 (ख) 9 एवं 18
(ग) 7 एवं 20 (घ) 9 एवं 20
6. आवर्तसारणी में परमाणु आकार वर्ग में ऊपर से नीचे आने पर—
(क) घटता है। (ख) स्थिर रहता है।
(ग) अनियमित रहता है। (घ) बढ़ता है।
7. वाण्डरवाल त्रिज्या सहसंयोजक त्रिज्या से होती है—
(क) छोटी (ख) बड़ी
(ग) समान (घ) कोई नहीं

8. एक लघुआवर्त में तत्त्वों की संख्या होती है—
 (क) 2 (ख) 8
 (ग) 18 (घ) 32
9. उदासीन परमाणु से इलेक्ट्रॉन पृथक करने के लिए दी जाने वाली ऊर्जा होती है।
 (क) इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी
 (ख) विद्युतऋणता
 (ग) आयनन एन्थैल्पी
 (घ) उत्तेजन ऊर्जा
10. किस तत्व की विद्युतऋणता सर्वाधिक होती है—
 (क) H (ख) Na
 (ग) Ca (घ) F
11. सर्वाधिक घात्विक गुण किस वर्ग के सदस्य रखते हैं—
 (क) 1 (ख) 2
 (ग) 5 (घ) 6

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न

12. थॉमसन के मॉडल का नाम बताइए ?
 13. बोर की कक्षाओं को क्या कहते हैं ?
 14. आधुनिक आवर्त नियम क्या है ?
 15. मेंडलीफ का आवर्त नियम लिखे।
 16. मेंडलीफ ने तत्वों को उनके किस गुण के आधार पर आवर्ती क्रम में रखा?
 17. 18 वें वर्ग के सदस्यों को क्या नाम दिया गया है ?
 18. d ब्लॉक तथा f ब्लॉक तत्वों का अन्य नाम क्या है ?

लघूत्तरात्मक प्रश्न

19. धातु, अधातु एवं उपधातु का आधुनिक आवर्त सारणी में स्थान बताइए।

20. इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी की एक वर्ग में आवर्तता समझाइए।
 21. वाण्डरवाल त्रिज्या एवं सहसंयोजक त्रिज्या से आप क्या समझते हैं?
 22. धनायन उदासीन परमाणु से छोटा तथा ऋणायन उदासीन परमाणु से बड़ा होता है क्यों ?
 23. प्रभावी नाभिकीय आवेश से क्या समझते हैं ? यह वर्ग एवं आवर्त में किस प्रकार परिवर्तित होता है।
 24. संयोजकता एक ही आवर्त में बाँए से दाएँ किस प्रकार का आवर्ती गुणधर्म प्रदर्शित करती है ?
 25. डाल्टन का परमाणु संरचना सिद्धांत लिखें।

निबंधात्मक प्रश्न

26. मेंडलीफ की आवर्तसारणी के गुण एवं दोषों को सूचीबद्ध करें।
 27. तत्वों के निम्नलिखित गुण आवर्तसारणी में किस प्रकार आवर्तितता दर्शाते हैं—
 (i) परमाणु त्रिज्या
 (ii) आयनन एन्थैल्पी
 (iii) विद्युत ऋणात्मकता
28. आधुनिक आवर्तसारणी के द्वारा तत्वों के वर्गीकरण को समझाइए।
 29. रदरफोर्ड के स्वर्ण पत्र प्रयोग का वर्णन करें इस प्रयोग का परिणाम तथा निकाले गए निष्कर्षों का भी उल्लेख करें।

उत्तरमाला

1. (क) 2. (ख) 3. (घ) 4. (ग) 5. (क)
 6. (घ) 7. (ख) 8. (ख) 9. (ग) 10. (घ)
 11. (क)