अध्याय 7

परमाणु सिद्धान्त, तत्वों का आवर्त्ती 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। पदार्थो 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 है। इस सूक्ष्म कण परमाणु को और अधिक विभाजित करना सम्भव नहीं है। एक अन्य भारतीय दार्शनिक **पकुधा काव्यायाम** ने बताया कि पदार्थो के भिन्न–भिन्न रूप इन कणो के संयुक्त होने से प्राप्त होते है।

लगभग इसी समय ग्रीक दार्शनिक **डेमोक्रिट्स एंव ल्यूसीपस** ने इन सूक्ष्मतम अविर्भाज्य 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 सिद्धांत (Atomic theory of dalton)

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

जॉन डॉल्टन

इसके मुख्य अभिगृहित निम्न है–

(1) प्रत्येक पदार्थ छोटे–छोटे कणों से मिलकर बना होता है, जिन्हे परमाणु (atoms) कहते है।

(2) परमाणु अविभाज्य कण होते है।

(3) एक ही तत्व के सभी परमाणु समान अर्थात् भार, आकार व रासायनिक गुणधर्मों में समान होते है।

(4) भिन्न–भिन्न तत्वों के परमाणु भार, आकार व रासायनिक गुणधर्मो में भिन्न–भिन्न होते है।

(5) अलग–अलग तत्वों के परमाणु सदैव छोटी–छोटी पूर्ण संख्याओं के सरल अनुपात में संयोग कर यौगिक बनाते है।

(6) रासायनिक अभिक्रियाओं में परमाणु केवल पुनर्व्यस्थित होते है। इन्हे रासायनिक अभिक्रिया के द्वारा न तो बनाया जा सकता है, न ही नष्ट किया जा सकता है।

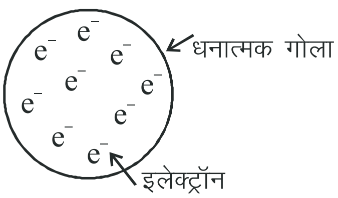
डॉल्टन का परमाणु सिद्धांत बहुत सारे तथ्यों की व्याख्या नहीं कर पाया परन्तु इसके द्वारा परमाणु के बारे में वैज्ञानिक तथा प्रायोगिक तथ्यों के आधार पर अग्रिम अन्वेषणों की पुख्ता नींव रखी गई। 19 वीं शताब्दी के अंत तक यह ज्ञात हुआ कि परमाणु में कुछ और छोटे–छोटे कण भी विद्यमान होते है। इन अवपरमाण्विक कणो की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

7.2 थॉमसन का परमाणु मॉडल (Atomic model of thomson)

अब तक इलेक्ट्रॉन व प्रोटॅान की खोज हो चुकी थीं। परमाणु में इन इलेक्ट्रॅान व प्रोटॅान की आन्तरित संरचना को समझने के लिए मॉडल विकसित किए जा रहे थे। परमाणु संरचना संबघी 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 ऋणावेशिंत इलेक्ट्रॉन वितरित होते है। 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 है। 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 है। 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 है।



चित्र 7.1 थामसन का परमाणु प्रतिरूप

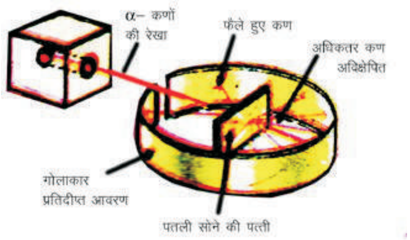
इस सिद्धान्त से परमाणु का विद्युतीय रूप से उदासीन होना तो स्पष्ट हो गया परन्तु आगे यह प्रतिरूप रदरफोर्ड के स्वर्ण पत्र प्रयोग को नहीं समझा सका। अतः यह सिद्धांत शीध्र ही निरस्त कर दिया गया और केवल ऐतिहासिक महत्व का रह गया।

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

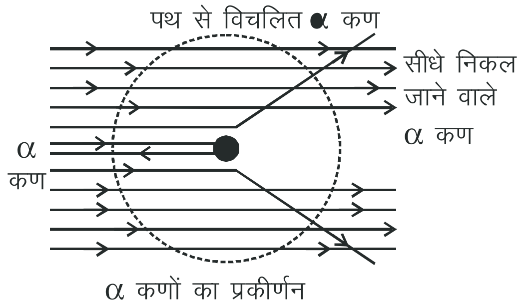
अर्नेस्ट रदरफोर्ड तथा उनके शिष्यों ने सन् 1911 में सोने की बहुत पतली झिल्ली (Gold foil) पर α–कणों की बमबारी का प्रयोग किया। इससे सेाने की पतली झिल्ली (मोटाई 10^{-7} मीटर या 100 nm) पर उच्च ऊर्जा वाले α– कणों (He के नाभिक) की बमबारी की गई। झिल्ली के चारो तरफ जिंक सल्फाइड से लेपित वृत्ताकार पर्दा रखा गया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

अर्नेस्ट रदरफोर्ड

के बाद α–कण इस पर्दे से टकरा कर फ्लैश(Flash) (स्फूरदिप्ती) 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 शब्दो में **"यह परिणाम उतना ही अविश्वसनीय था जैसे अगर आप एक 14 इंच तोप के गोले को टिशू पेपर के टुकड़ें 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 है।

2. कुछ α–कण विक्षेपित हो जाते है इसलिए निश्चित है

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

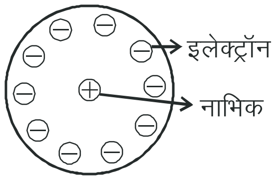
3. परमाणु में धनावेश का आयतन उसके कुल आयतन की तुलना में बहुत कम होता है। इस धनावेशित आयतन को नाभिक कहा। परमाणु का व्यास लगभग 10^{-10} मीटर तथा नाभिक का व्यास लगभग 10^{-15} मीटर होता है।

उपरोक्त निष्कर्षो 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 और इलेक्ट्रॉन वृत्ताकार पथों में तीव्र गति से धूमते है। इन वृत्ताकार पथों को कक्षा (Orbit) कहते है।

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



चित्र 7.4 परमाणु का रदरफोर्ड मॉडल

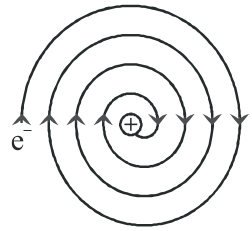
रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल सौर मॉडल का प्रतिरूप भी माना जाता है। इस मॉडल में इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारो तरफ भिन्न–भिन्न कक्षाओं में इस प्रकार धूमते है जैसे विभिन्न ग्रह सूर्य के चारों तरफ विभिन्न कक्षाओं में घूमते है। इस प्रकार यह मॉडल परमाणु संरचना की व्याख्या करने का मूलभूत आधार बना परन्तु कुछ तथ्यों को 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 चारो और 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 एंव व्यवस्था को स्पष्ट नहीं करता है।



चित्र 7.5 परमाणु में e^- का पथ

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

नील्स बोर

7.4 नील्स बोर की परिकल्पना

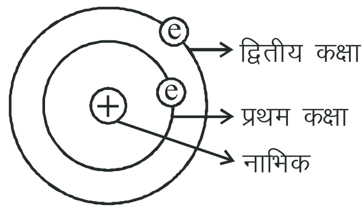
(Hypothesis of neil's bohr)

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 है।

2. इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों और निश्चित त्रिज्या एवं ऊर्जा वाले पथ में गति करते है। ये निश्चित ऊर्जा वाले पथ कक्षा, कोश या ऊर्जास्तर (Orbit or energy level) कहलाते है।

3. ये कक्षाएं नाभिक के चारों ओर सकेन्द्रिय रूप से व्यवस्थित होती है। इन्हे n से दर्शाया जाता है। इनका मान हमेशा पूर्णांक जैसे 1,2,3,4,......... होता है तथा इन्हे क्रमशः K,L,M,N,....... से भी प्रदर्शित किया जाता है।



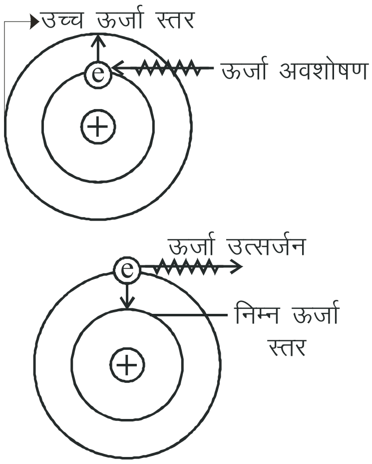
चित्र 7.6 बोर का परमाणु मॉडल

4. n का मान बढ़ने के साथ कक्षाएँ नाभिक से दूर हो जाती है 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 गई, जो निम्न है।

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 नही ं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 है। 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 है, हालांकि इनमे ंसे कुछ तत्व मानव–निर्मित भी हैं। इन सभी तत्वों को अलग–अलग याद रखना, उनके रासायनिक एंव भौतिक गुण तथा उनसे बनने वाले यौगिकों के गुणधर्मो का अध्ययन कर पाना 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 वैज्ञानिको के अनेक वर्षो के प्रयोगों तथा परिकल्पनाओं का परिणाम है। सर्वप्रथम इस श्रेणी में **डोबराइनर** का नाम आता है। सन् 1829 में उन्होने तीन–तीन तत्वों के समूह बनाए जिनके भौतिक व रासायनिक गुण समान थे। इन्हें **डोबरराइनर 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 गुणधर्मो 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

डोबरॉइनर 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

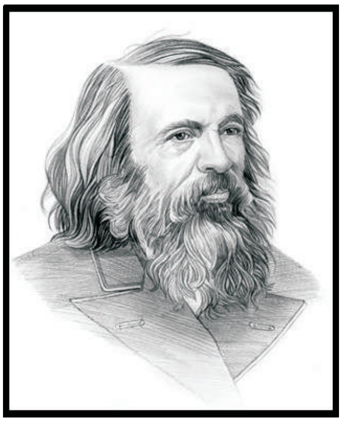
तत्व	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु–भार	7	9	11	12	14	16	19
तत्व	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु–भार	23	24	27	28	31	32	35.5
तत्व	K	Ca					
परमाणु–भार	39	40					

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

7.7 मेंडेलीफ की आवर्त्त सारणी (Mendeleef's periodic table)

सर्वप्रथम आवर्त्तसारणी बनाने का श्रेय मेंडेलीफ को है। उन्होंने तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारो के क्रम में व्यवस्थित करने पर देखा कि एक निश्चित अन्तराल के बाद तत्वो के समान गुणो की पुनरावृत्ति होती है। उन्होनें इसे ही आधार मान कर एक आवर्त्त नियम दिया–**तत्वो के गुणधर्म उनके परमाणु भारो के आवर्त्ती फलन होते है।**

मेण्डेलीफ ने आवर्त्त सारणी को क्षैतिज पंक्तियो तथा ऊर्ध्वाधर स्तंभो में व्यवस्थित किया। उन्होनें ऊर्ध्वाधर स्तम्भों को वर्ग तथा क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त्त कहा। सारणी में 8 वर्ग है जिन्हे दो उपवर्गो A व B में विभाजित किया गया है। उस समय तक उत्कृष्ट गैसें (Noble gases) ज्ञात नहीं थी, बाद में इन्हें एक नया वर्ग शून्य वर्ग बनाकर सारणी में दर्शाया गया। आवर्त्त 6 बनाए गए, जिन्हें पुनः श्रेणियों में भी बाँटा गया।



डी. मेंडेलीफ

मेण्डेलीफ ने तत्वो को उनके बढ़ते हुए परमाणु भारो के क्रम में सारणी में व्यवस्थित किया। उन्होने सुनिश्चित किया कि एक ही प्रकार के भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्मो वाले तत्व एक ही वर्ग में आएँ ताकि तत्वों की आवर्तिता बरकरार रहे। इसके लिए उन्हे कही–कहीं परमाणु भार के क्रम को तोड़ना भी पड़ा। जैसे आयोडीन (I) का परमाणु भार

सारणी 7.3 मेडंलीफ की आवर्त्त सारणी

Group	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Oxide Hydride	R_2O RH	RO RH_2	R_2O_3 RH_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_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 First series: Second series:	K 39.102 Cu 63.54	Ca 40.08 Zn 65.37	Sc 44.96 Ga 69.72	Ti 47.90 Ge 72.59	V 50.94 As 74.92	Cr 50.20 Se 78.96	Mn 54.94 Br 79.909	Fe 55.85 Co 58.93 Ni 58.71
5 First series: Second series:	Rb 85.47 Ag 107.87	Sr 87.62 Cd 112.40	Y 88.91 In 114.82	Zr 91.22 Sn 118.69	Nb 92.91 Sb 121.75	Mo 95.94 Te 127.60	Tc 99 I 126.90	Ru 101.07 Rh 102.91 Pd 106.4
6 First series: Second series:	Cs 132.90 Au 196.97	Ba 137.34 Hg 200.59	La 138.91 Tl 204.37	Hf 178.49 Pb 207.19	Ta 180.95 Bi 208.98	W 183.85		Os 190.2 Ir 192.2 Pt 195.09

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

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

i. कुछ स्थानों पर परमाणुभार के बढ़ते क्रम का पालन नहीं किया गया।

ii. 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।

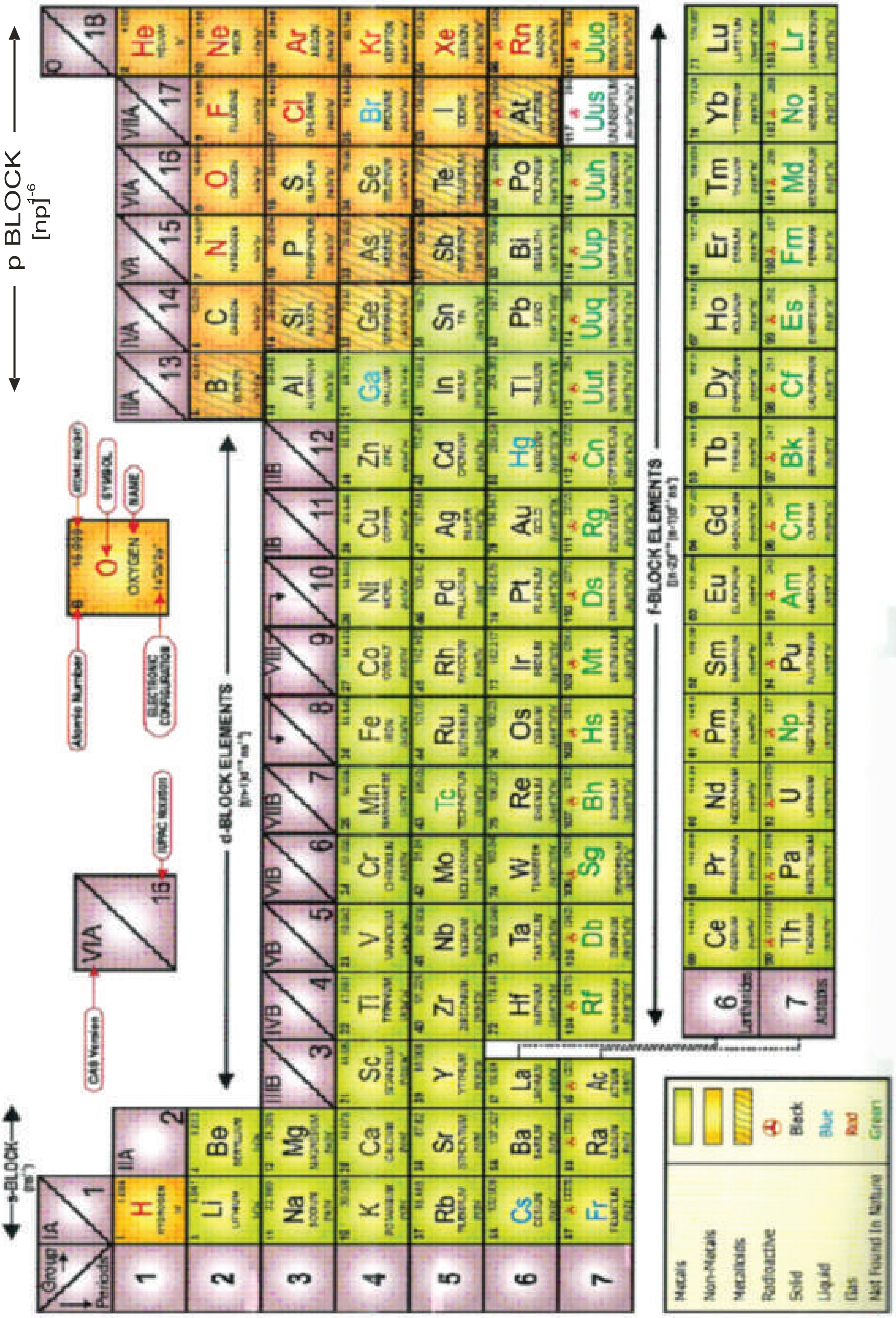
iv. समस्थानिकों को स्थान नहीं दिया गया।

7.8 आधुनिक आवर्त्त–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 उन्होने 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 आवर्त्त सारणी को पुनः व्यवस्थित किया। उन्होनें पाया कि परमाणु भार की तुलना में परमाणु क्रमांक आवर्त्त–सारणी में तत्वों को ज्यादा अच्छी तरह से प्रदर्शित करते है। इस प्रकार मोजले ने एक संशोधित आवर्त्त नियम दिया जिसके अनुसार " **तत्वो के**

सारणी 7.4 आधुनिक सारणी का दीर्घस्वरूप



भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांको के आवर्त्ती फलन होते है।" इसे आधुनिक आवर्त्त–नियम कहते है।

आधुनिक आवर्त्तसारणी 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 आवर्त्तसारणी स्वंय ही तत्वों के इलेक्ट्रानिक विन्यास का भी प्रतिनिधित्व करती है। आवर्त्तसारणी का यह रूप बहुत ही सरल तथा मैण्डेलीफ की आवर्त्त सारणी की तुलना में ज्यादा विस्तृत है। इसे **आवर्त्तसारणी का दीर्घ या लम्बा रूप** (Extended or long form of periodic tabe) भी कहा जाता है।

इस आवर्त्त सारणी में क्षैतिज पंक्तियाँ **आवर्त्त** (Period) तथा उर्ध्वाधर स्तम्भ **वर्ग** (Group) कहलाते है। वर्गो की संख्या 18 तथा आवत्तों की संख्या 1 से 7 तक होती है। आवर्त्त मुख्य ऊर्जा स्तर n अर्थात् कोश को निरूपित करते है। प्रथम आवर्त में दो तत्व होते है। इसे **अतिलघुआवर्त** कहते है। द्वितीय तथा तृतीय आवर्त्त में 8–8 तत्व है, इन्हे लघु आवर्त्त कहते है। चतुर्थ व पंचम आवर्त्त में d कक्षक भी सम्मिलित हो जाते है। इन दोनों आवर्ता में 18–18 तत्व होते है। इन्हे दीर्घ आवर्त्त कहते है। छठे व सातवें आवर्त्त में f कक्षक भी प्रारंभ हो जाते अतः इनमें 32–32 तत्व होते है। इन्हे **अति दीर्घ आवर्त्त** भी कहते है। हालांकि f- ब्लॉक के एक–एक प्रारूपिक तत्व को आवर्त्तसारणी 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 है।

इस आवर्त्तसारणी में यह तो स्पष्ट है कि एक ही ऊर्ध्वाधर स्तंभ अर्थात् एक ही वर्ग में तत्वों के बाह्यतम कोशों के इलेक्ट्रानिक विन्यास समान होते है। 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 कोशो 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 ब्लाक तत्व, वर्ग 3 से 12 तक d ब्लाक तत्व तथा नीचे की दोनों क्षैतिज पंक्तियों को f ब्लॉक के तत्व कहा जाता है। क्षैतिज पंक्तियों में पहली पंक्ति के तत्व (4f श्रेणी) लैंथेनम के बाद आते है अतः इन्हे लैन्थेनाइड कहा जाता है। दूसरी पंक्ति के तत्व (5f श्रेणी) एक्टीनियम के बाद आते है अतः इन्हें एक्टिनाइड कहा जाता है। s ब्लॉक के तत्वों **क्षारीय एंव क्षारीय मृदा घातु**, p ब्लॉक के तत्वों को **निरूपक तत्व** या **मुख्य तत्व**, d-ब्लॉक के तत्वों को संक्रमण तत्व तथा f-ब्लॉक के तत्वों को **अन्तः संक्रमण तत्व** कहा जाता है। आवर्त्त आरणी में यूरेनियम के बाद के तत्वों को परायूरेनियम तत्व भी कहा जाता है।

इस प्रकार इस आवर्त्तसारणी में बाँयी ओर विघुत धनी धात्विक तत्व तथा दाहिनी ओर विघुत ऋणी अधात्विक तत्व आ जाते है। 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 है।

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

संख्या बढ़ती है। इस कारण बाह्तम 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 है। प्रभावी नाभिकीय आवेश हमेशा वास्तविक नाभिकीय आवेश से कम होता है क्योंकि बाह्तम 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 आवर्त्त सारणी में गुणों की आवर्तिता प्रभावित होती है। एक ही आवर्त्त में बाँए से दाँए जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढता 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	कोशो 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

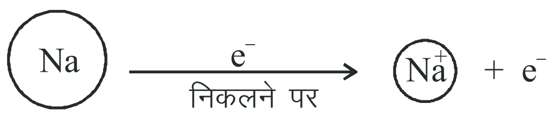
सारणी 7.6 आवर्त में घटती हुई परमाणु त्रिज्या

आवर्त्त 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।



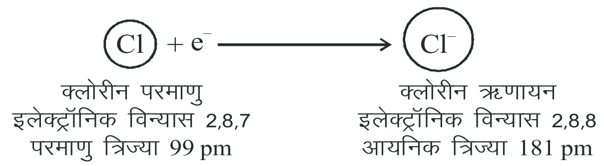
सोडियम परमाणु
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 1
परमाणु त्रिज्या 186 pm

सोडियम धनायन
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8,
आयनिक त्रिज्या 95 pm

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 तत्त्व 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$_{(g)}$ + आयनन एन्थैल्पी $\rightarrow$ धनायन$_{(g)}$ + e^-

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 आयन एन्थैल्पी होती है।

एक ही आवर्त्त में बाँये से दाएँ जाने पर परमाणु आकार कम होने से एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान बढ़ने से, परमाणु से इलेक्ट्रॉन पृथ्क करना कठिन होता जाता है। अतः आयनन एल्थैपी का मान बढ़ता जाता है।

एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोशो 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 है। गैसीय अवस्था में किसी तत्त्व 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।

उदासीन परमाणु$_{(g)}$ + e^- $\rightarrow$ ऋणायन$_{(g)}$ + मुक्त ऊर्जा

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी

एक ही आवर्त्त 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 विघुत ऋणता (Electronegativity)

सहसंयोजक यौगिको में दो असमान परमाणुओं के मध्य बने हुए रासायनिक बंध के इलेक्ट्रॉन को परमाणु द्वारा अपनी और आकर्षित करने के गुण को विघुत ऋणता कहते है। तत्त्वों की यह एक सापेक्ष प्रवृत्ति होती है।

एक ही आवर्त्त में बाँए से दाँए जाने पर परमाणु आकार छोटा होते जाने के कारण तत्वों की विघुत 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 विघुतऋणी तत्त्व फ्लोरीन (F) होता है।

7.10 संयोजकता (Valency)

किसी तत्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या उस तत्त्व 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_2O
2	2	2	CaH_2	CaO
13	3	3	AlH_3	Al_2O_3
14	4	4	SiH_4	SiO_2
15	5	3,5	PH_3	P_2O_5
16	6	2,6	H_2S	SO_3
17	7	1,7	HCl	Cl_2O_7

गुण को तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास द्वारा स्पष्ट किया जाता है। सामान्यतया किसी तत्त्व 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 है।

एक ही वर्ग के सभी सदस्य समान संयोजकता प्रदर्शित करते है क्योंकि इनके बाह्तम कोश के इलेक्ट्रानिक विन्यास भी समान होते है। s ब्लॉक अर्थात् वर्ग 1 व 2 के सदस्यों के बाह्यतम कोश में क्रमशः 1 व 2 इलेक्ट्रॉन ही होते है 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 एक्टीनॉइड तत्व एक से अधिक संयोजकता प्रदर्शित करते है, इसे **परिवर्ती संयोजकता** (Variable valency) कहते है। 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 है। 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।

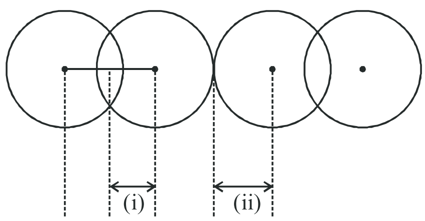
(i) सहसंयोजक त्रिज्या (ii) वाण्डरवाल त्रिज्या

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) सहसंजोक त्रिज्या एव (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।

आवर्त्त 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 आवर्त्ती गुणधर्म पर तत्वों के धात्विक तथा अधात्विक गुण निर्भर करते है।

7.12 धात्विक एवं अधात्विक गुण

(Metallic and non-metallic properties)

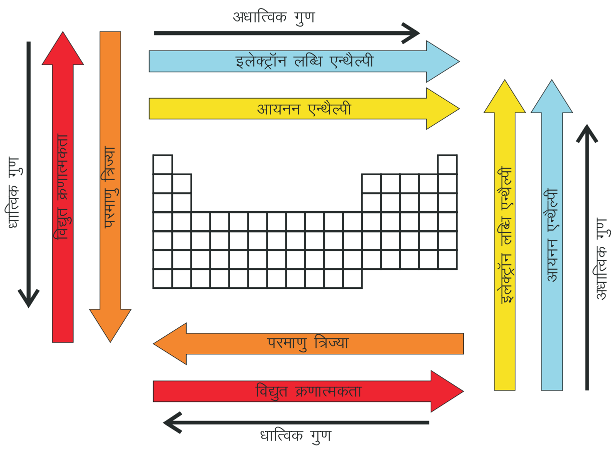
किसी तत्त्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बनाने की प्रवृत्ति उसका धात्विक गुण कहलाती है। जैसे कि वर्ग 1 के क्षार धातु सबसे अधिक विघुत धनी तत्त्व कहलाते है क्योंकि ये सरलता से इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन बना लेते है। ये ही सर्वाधिक धात्विक गुण रखते है।

किसी तत्त्व 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 है, अतः प्रबल अधात्विक गुण रखते है।

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 आवर्त्त में बाएँ से दाएँ 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 तत्त्व के धात्विक गुणों में कमी होती है। धातुएँ विघुत धनात्मक गुण रखती है अर्थात् विघुत धनी होती है।

एक ही आवर्त्त में बाएँ से दाएँ 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 तत्त्व धात्विक गुणों से समृद्ध होते है। जैसे–जैसे दाहिनी और बढ़ते है धात्विक गुणों में कमी तथा अधात्विक गुणों में वृद्धि होती जाती है। अधातुएँ विद्युत ऋणात्मक होती है अर्थात् विघुतऋणी गुण रखती है।



चित्र संख्या 7.9 आवर्त्तसारणी में तत्त्वों के आवर्त्ती गुणधर्म

आवर्त्त सारणी में इस प्रकार धातु व अधातु को पृथक करने वाली एक टेढी–मेढ़ी रेखा बन जाती है, जिसके समीप स्थित तत्व दोनो प्रकार के गुणधर्मो को प्रदर्शित करते है। इस तत्त्वों को **उपधातु** कहते है। इस रेखा पर आने वाले ये उपधातु तत्व है– बोरोन, सिलिकन, जर्मेनियम, आर्सैनिक, एन्टिमनी, टेल्यूरियम एवं पोलोनियम।

सामान्यतया धातुओं के ऑक्साइड क्षारकीय तथा अघातुओं के ऑक्साइड अम्लीय होते है।

महत्वपूर्ण बिन्दु

1. सर्वप्रथम डॉल्टन ने परमाणु सिद्धांत दिया था। उन्होने 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 है।
4. नील्स बोर ने बताया कि इलेक्ट्रॉन परमाणु के चारो ओर निश्चित ऊर्जा की कक्षा में चक्कर लगाते है।
5. तत्वो के क्रमबद्ध अध्ययन के लिए उनका वर्गीकरण किया गया।
6. वर्गीकरण के प्रारम्भिक प्रयासो में डोबराइन के त्रिक, न्यूलैंड का अष्टक नियम आदि दिए गए।
7. तत्त्वों के वर्गीकरण में महत्वपूर्ण प्रयास मेंडलीफ का रहा। उन्होने आवर्त्त नियम दिया जिसके अनुसार ''तत्त्वो के गुणधर्म उनके परमाणु भारो के आवर्त्ती फलन होते है।''
8. मेंडलीफ ने परमाणु भार के बढ़ते क्रम के आधार पर आवर्त्तो व वर्गो में विभाजित एक महत्वपूर्ण आवर्त्त सारणी का निर्माण किया।
9. मेंडलीफ के आवर्त्त नियम को मोजले ने और व्यवास्थित किया तथा आधुनिक आवर्त्त नियम दिया। इसके अनुसार ''तत्त्वो के गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांको के आवर्त्ती फलन होते है''
10. आधुनिक आवर्त–सारणी को परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम के आधार पर निर्मित किया गया है। इसमें 7 आवर्त व 18 वर्ग है।
11. तत्त्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणों में आवर्तिता उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण पाई जाती है।
12. परमाणु त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी, विघुत ऋणता आदि तत्वों के आवर्त्ती गुणधर्म है।
13. परमाणु के बाह्तम कक्ष में उपस्थित इलेक्ट्रॉनो की संख्या उसकी संयोजकता निर्धारित करती है।
14. तत्वो में धात्विक या अधात्विक गुणधर्म उसके परमाणु आकार एवं अन्य आवर्त्ती गुणधर्मो पर निर्भर करते है।

अभ्यासार्थ प्रश्न

बहुचयनात्मक प्रश्न

1. रदरफोर्ड के प्रयोग मे किन विकिरणो 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. तत्त्वो का प्रथम आवर्त्ती वर्गीकरण दिया था–

   (क) डोबराइनर ने (ख) मोजले ने

   (ग) न्यूलैंड ने (घ) मेंडलीफ ने

4. आधुनिक आवर्त्तसारणी पदार्थ के किस गुण पर आधारित है–

   (क) परमाणु संरचना (ख) परमाणु भार

   (ग) परमाणु क्रमांक (घ) संयोजकता

5. आधुनिक आवर्त्तसारणी में आवर्त्त तथा वर्गो की संख्या है–

   (क) 7 एवं 18 (ख) 9 एवं 18

   (ग) 7 एंव 20 (घ) 9 एंव 20

6. आवर्त्तसारणी 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 लघुआवर्त्त 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) विघुतऋणता

(ग) आयनन एन्थैल्पी

(घ) उत्तेजन ऊर्जा

10. किस तत्व की विघुतऋणता सर्वाधिक होती है–

(क) H (ख) Na

(ग) Ca (घ) F

11. सर्वाधिक घात्विक गुण किस वर्ग के सदस्य रखते है–

(क) 1 (ख) 2

(ग) 5 (घ) 6

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न

12. थॉमसन के मॉडल का नाम बताइए ?

13. बोर की कक्षाओं को क्या कहते है ?

14. आधुनिक आवर्त्त नियम क्या है ?

15. मेंडलीफ का आवर्त्त नियम लिखे।

16. मेंडलीफ ने तत्त्वो को उनके किस गुण के आधार पर आवर्त्ती क्रम में रखा?

17. 18 वें वर्ग के सदस्यों को क्या नाम दिया गया है ?

18. d ब्लॉक तथा f ब्लॉक तत्त्वों का अन्य नाम क्या है ?

लघुत्तरात्मक प्रश्न

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

20. इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी की एक वर्ग में आवर्तिता समझाइए।

21. वाण्डरवाल त्रिज्या एवं सहसंयोजक त्रिज्या से आप क्या समझते है?

22. धनायन उदासीन परमाणु से छोटा तथा ऋणायन उदासीन परमाणु से बड़ा होता है क्यों ?

23. प्रभावी नाभिकीय आवेश से क्या समझते है ? यह वर्ग एवं आवर्त्त में किस प्रकार परिवर्तित होता है।

24. संयोजकता एक ही आवर्त्त में बाँए से दाएँ किस प्रकार का आवर्त्ती गुणधर्म प्रदर्शित करती है ?

25. डाल्टन का परमाणु संरचना सिद्धांत लिखें।

निबंधात्मक प्रश्न

26. मेण्डलीफ की आवर्त्तसारणी के गुण एवं दोषों को सूचीबद्ध करें।

27. तत्त्वों के निम्नलिखित गुण आवर्त्तसारणी में किस प्रकार आवर्तितता दर्शाते है–

(i) परमाणु त्रिज्या

(ii) आयनन एन्थैल्पी

(iii) विघुत ऋणात्मकता

28. आधुनिक आवर्त्तसारणी के द्वारा तत्त्वो 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)