आवर्त सारणी
(Periodic Table)

3
Chapter

INSIDE......

3.1 वर्गीकरण की आवश्यकता

3.2 मेंडलीव का आवर्त नियम

3.2.1 *मेंडलीव की आवर्त सारणी*

3.2.2 *मेंडलीव की आवर्त सारणी के दोष*

3.3 आधुनिक आवर्त नियम तथा तथा आवर्त सारणी का वर्तमान स्वरूप

3.3.1 *आवर्त सारणी का आधुनिक/दीर्घ रूप*

3.3.2 *आधुनिक आवर्त सारणी के दोष*

3.3.3 *100 सेअधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों का नामकरण*

3.4 तत्वों के प्रकार s, p, d, s ब्लॉक तत्त्व

3.5 तत्वों के गुणों में आवर्तिता

3.5.1 *परमाण्वीय त्रिज्या*

3.5.2 *आयनन एन्थैल्पी*

3.5.3 *इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी*

3.5.4 *विद्युत ऋणता*

3.6 संयोजकता

3.7 धात्विक एवं अधात्विक गुण

3.8 पाठ्यपुस्तक के प्रश्न व उत्तर

3.9 अन्य महत्वपूर्ण प्रश्न व उत्तर

आवर्त सारणी

- तत्वों के व्यवस्थित वर्गीकरण से बनाई गई सारणी को आवर्त सारणी कहते है।
- आवर्त सारणी में ज्ञात सभी तत्त्वों को उनके गुणधर्मो के आधार पर समूहों में रखा गया है।
- तत्वों का वर्गीकरण परमाणु के इलेक्ट्रोनिक विन्यास पर ही आधारित है।
- इस अध्याय में हम आवर्त सारणी का ऐतिहासिक विकास एवं आधुनिक आवर्त नियम का अध्ययन करेंगे साथ ही इस अध्याय में तत्त्वों के विभिन्न आवर्ती गुण जैसे परमाण्वीय त्रिज्या, आयनन एंथैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी तथा विद्युत ऋणात्मकता का भी अध्ययन करेंगे।

3.1 वर्गीकरण की आवश्यकता

- हमें यह अच्छी तरह मालूम हो जाना चाहिये कि तत्व सभी प्रकार के पदार्थो की मूल इकाई है।
- सन् 1800 तक केवल 31 तत्व ज्ञात थे।
- सन् 1865 तक 63 तत्वों की जानकारी हो चुकी थी।
- आजकल हमें 118 तत्वों के बारे में पता चल चुका है।
- सभी तत्वों और उनके यौगिकों के रसायन का अध्ययन अलग-अलग करना बहुत ही कठिन है।
- तत्वों व उनके यौगिकों का अध्ययन सरल बनाने के लिये तत्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता महसूस हुई।
- वर्गीकरण का अर्थ है कि जो तत्व रासायनिक भौतिक गुणों में समान हो, उन्हें एक ही स्थान पर अर्थात् एक ही समूह में रखा जावे जिससे हम उनका क्रमबद्ध अध्ययन कर सके। ओर भविष्य में खोजे जाने वाले तत्वों के अध्ययन में भी मदद मिल सके, यही तत्वों के वर्गीकरण का मुख्य उद्देश्य था।
- इस कठिनाई को दूर करने के लिये समय-समय पर विभिन्न वैज्ञानिकों ने तत्वों को एक सरल रूप में तथा क्रमबद्ध करने के प्रयास हुए।

आवर्त सारणी की उत्पति

- सबसे पहला वर्गीकरण तत्त्वों के धात्विक व अधात्विक गुणों के आधार पर किया गया बाद में परमाणु भार के आधार पर तत्वों का वर्गीकरण डॉबेराइनर, न्यूलैण्ड, लोथर मेयर और मेंडलीव ने किया।
- तत्वों का वर्गीकरण समूहों में ओर आवर्तिता नियम एवं आवर्त सारणी का विकास वैज्ञानिकों द्वारा अनेक अवलोकनों तथा प्रयोगों का परिणाम है।

1. डोबेराइनर त्रिक (Dobereiner's Triads)

- सन् 1829 मे डोबेराइनर ने समान गुणधर्म वाले तत्वों को तीन-तीन

तत्वों के समूह (त्रिक) में व्यवस्थित करने का प्रयत्न किया। वह कुछ ही त्रिक बना पाया।

- त्रिक में उपस्थित मध्य वाले तत्व का परमाणु भार सिरे वाले तत्वों के परमाणु भारों का माध्य था। इस प्रकार के कुछ त्रिक निम्न हैं—

Li *Na* *K* 7 23 39	$Na = \frac{7+39}{2} = 23$ [Na का परमाणु भार]
Ca *Sr* *Ba* 40 88 137	$Sr = \frac{40+137}{2} = 88.5$ [Sr का परमाणु भार]
Cl *Br* *I* 35.5 80 127	$Br = \frac{35.5+127}{2} = 81.25$ [Br का परमाणु भार]

2. न्यूलैंड का अष्टक नियम [Newland's octaves law (1864)]

- यदि तत्वों को उनके परमाणु भार के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित करें तो प्रत्येक आठवें तत्व के गुण धर्म पहले तत्व के गुणों में समान होते हैं जैसे संगीत में पहला और आठवां स्वर समान होता है। जैसे–

सा	रे	गा	मा	पा	धा	नि	सा
Li	Be	B	C	N	O	F	Na
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K

- उस समय तक अक्रिय गैसों की खोज नहीं हुई थी।
- इस आधार पर वह सभी तत्वों को वर्गीकृत नहीं कर सका।

3. लोथर मेयर का परमाण्वीय आयतन वक्र (Lothar Meyer's atomic volume curve)

- लोथर मेयर ने तत्वों के परमाणु भार और परमाणु आयतन (ठोस अवस्था में परमाणु भार/घनत्व) के मध्य ग्राफ खींचा।
- इस नियम के अनुसार तत्वों के गुणधर्म उनके परमाण्वीय आयतनों के आवर्ती फलन होते हैं।
- ग्राफ में समान गुणधर्म वाले तत्वों ने समान स्थिति प्राप्त की।
- प्रबल विद्युतधनी तत्वों (IA – Li के अतिरिक्त Na, K, Rb, Cs आदि) ने शिखर पर स्थान प्राप्त किया।
- IIA के कुछ कम विद्युतधनी तत्वों जैसे Be, Mg, Ca, Sr, Ba आदि ने ग्राफ के अवरोही भाग के मध्य पर स्थान प्राप्त किया।
- He के अतिरिक्त अन्य अक्रिय गैसों ने आरोही भाग पर स्थान लिया।
- हैलोजन ने भी ग्राफ के आरोही भाग पर अक्रिय गैसों से पूर्व स्थान प्राप्त किया।
- संक्रमण तत्वों को न्यूनतम स्थान मिला।

3.2 मेण्डलीव का आवर्त नियम (Mendeleef's Periodic Table Law)

- मेण्डेलीव (वैज्ञानिक 1869) ने तत्वों के रासायनिक गुणों को उनके परमाणु भार से सम्बन्धित किया और उन्होंने एक नियम दिया, जिसे **मेण्डलीव का आवर्त नियम** कहते हैं। इस नियम के अनुसार **"तत्वों के गुण (भौतिक व रसायन) उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन (periodic function) होते हैं।"**
- मैण्डलीव ने भौतिक व रासायनिक गुणों की समानता के आधार पर समस्त तत्वों को बढते परमाणु भार के रूप में व्यवस्थित किया। तत्वों की इस सारणी को मैंडलीव आवर्त सारणी कहते है।

3.2.1 मैडलीव की आवर्त सारणी (Mendeleef's Periodic Table)

मैंडलीव आवर्त सारणी की निम्नलिखित विशेषताएँ है–

- मैंडलीव की मूल आवर्त सारणी में आठ वर्ग हैं। उस समय तक अक्रिय या उत्कृष्ट गैस ज्ञात नहीं हुई थी।
- इन वर्गों को दो उपवर्गों में A तथा B में विभाजित किया गया।
- अत: मैंडलीव की आवर्त सारणी के वर्तमान स्वरूप में नौ वर्ग हैं तथा नवाँ वर्ग शून्य वर्ग कहलाता है।
- मेन्डलीव की आवर्त सारणी में 8 वर्ग है। इन्हें क्रमश: रोमन संख्या I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII एवं शून्य द्वारा दर्शाते हैं। I से VII तक के प्रत्येक वर्ग को दो उपवर्गों A व B में विभाजित किया गया है। वर्ग VIII में कुल नौ तत्व तीन -तीन के समूहों में है।
- आवर्त सारणी में क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त कहा गया।
- पहले आवर्त में केवल दो तत्त्व रखे गये इसे अतिलघु आवर्त कहते है।
- जबकि दूसरे तथा तीसरे आवर्त में आठ–आठ तत्त्व है इन्हें लघु आवर्त कहते है।
- चौथे तथा पाँचवे आवर्त में अट्ठारह–अट्ठारह तत्त्व है इन्हें दीर्घ आवर्त कहते है।
- छठें आवर्त में बत्तीस तत्त्व हैं इसे अति दीर्घ आवर्त कहते है। यद्यपि सारणी में इस आवर्त में अट्ठारह तत्त्व ही नजर आ रहे है लेकिन लैन्थेनॉयड श्रेणी के 14 तत्त्व भी वस्तुत: इसी आवर्त के सदस्य हैं।
- सातवाँ आवर्त एक अपूर्ण आवर्त है, जिसमें भविष्य में खोजे जाने वाले तत्त्वों के लिए कई स्थान रिक्त है।
- मेंडलीव ने उस समय अज्ञात तत्त्वों के लिए रिक्त स्थान छोडते हुए उनके गुणों तक की भविष्यवाणी कर दी थी। इससे नये तत्त्वों की खोज में बहुत सहायता मिली।
- इस सारणी की सहायता से तत्त्वों के गुणों का अध्ययन किया जा सकता है।

3.2.2 मैंडलीव आवर्त सारणी के दोष (Defects of Medeleef's Periodic Table)

1. मेंडलीव की आवर्त सारणी में तीन स्थानों पर परमाणु भार के आरोही क्रम का पालन नहीं हुआ। जैसे- आर्गन (परमाणु भार 39.94) पोटैशियम (परमाणु भार 39.10), कोबाल्ट (परमाणु भार 58.94) निकैल (परमाणु भार 58.69) तथा टेलूरियम (परमाणु भार 127.60) आयोडीन)परमाणु भार 126.90)
2. **समस्थानिको की स्थिति** - समस्थानिकों के परमाणु भार भिन्न–भिन्न होने पर भी उनहें एक ही स्थान पर रखा गया।
3. **हाइड्रोजन की स्थिति**- मेंडलीव ने गुणों के आधार पर हाइड्रोजन को क्षार धातु (IA वर्ग) व हैलोजन (VII A) दोनों उपवर्गों में स्थान दिया गया। जो कि असंगत है।
4. **असमान गुण वाले तत्वों का एक ही वर्ग में रखना** - सर्वाधिक सक्रिय क्षार धातु (IA वर्ग) व सर्वाधिक निष्क्रिय धातु (IB वर्ग) दोनों को एक ही वर्ग में रखा गया।
5. **समान गुणधर्म वाले तत्त्वों को भिन्न भिन्न वर्ग में रखना**- कॉपर व मर्करी, गोल्ड व प्लैटिनम गुणों में काफी समानता रखते है फिर भी इन्हें पृथक वर्गों में रखा गया।
6. **लैन्थेनॉइड व एक्टिनॉइड की स्थिति**- लैन्थेनॉयड व ऐक्टिनॉयड को आवर्त सारणी में कोई उपयुक्त स्थान नहीं दिया गया।
7. आवर्तिता का कारण स्पष्ट नहीं है

मैण्डेलीव की धारणा पर आधारित आवर्त सारणी

Series	Groups of Elements 0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1.		Hydrogen H 1.008							
2.	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0	
3	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45	
4.	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vandium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9, Cobalt Co 59, Nickel Ni 59 (Cu)
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95	
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molydenum Mo 96.0		Ruth. Ru 101.7, Rhodi. Rh 103.0, Palladium Pd 106.5 (Ag)
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9	
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140				
9	–	–	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	–	Ytterbium Yb 173	–	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184		Osmi. Os 191, Iridium Ir 193, Plathinu Pt 194.9 (Au)
11		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208			
12			Radium Ra 224		Thorium Th 232		Uranium U 239		
Higher Saline Oxides	R	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Higher Gaseous Hydrogen Compounds					RH_4	RH_3	RH_2	RH	

मेन्डलीफ के सम्बन्ध में रोचक तथ्य

- मेन्डलीफ का पूरा नाम दमित्रि इवानोवीच मेण्डलीफ था।
- इनका जन्म रूस में तोबालस्क नामक स्थान में सन् 1834 में हुआ।
- इनकी नियुक्ति पीटर्स बर्ग विश्वविद्यालय में प्रोफेसर (रसायन) के पद पर हुई।
- इनकी अपनी प्रसिद्ध पुस्तक (Principles of chemistry) थी।
- वैज्ञानिक रैमसे ने क्रिप्टॉन तथा जीनॉन की खोज की।
- 1890 में उन्होंने प्रोफेसर के पद से त्यागपत्र दे दिया।
- त्याग पत्र देने के बाद उनकी नियुक्ति बाट एवं माप ब्यूरो में निदेशक के पद पर हुई, जीवन के अन्तिम क्षणों तक वे शोध के अनेक क्षेत्रों में लगे रहे। 1907 में उनकी मृत्यु हो गई।

3.3 आधुनिक आवर्त नियम (Modern Periodic Law)

- जब वैज्ञानिक मेन्डलीव ने आवर्त सारणी का निर्माण किया, तब परमाणु की आन्तरिक संरचना का ज्ञान नहीं था।
- 1913 में अंग्रेज भौतिकी वैज्ञानिक **हैनरी मोजले** ने तत्वों के अभिलाक्षणिक x-किरण स्पेक्ट्रमों में नियमितता पाई और देखा कि $\sqrt{v}$ [x-किरण की आवृत्ति है] और परमाणु क्रमांक (z) के मध्य वक्र आलेखित करने पर एक सरल रेखा प्राप्त होती है।
- लेकिन परमाणु द्रव्यमान तथा $\sqrt{v}$ के आलेख में सरल रेखा प्राप्त नहीं होती है।

प्रायोगिक आधार पर निम्न सूत्र प्राप्त किया–

$$\sqrt{v} = a(z-b)$$

a = समानुपाती स्थिरांक

(b) = स्थिरांक (इसका मान सभी x-ray स्पैक्ट्रम रेखाओं के लिए समान है।)

z = परमाणु क्रमांक

- **अत: वैज्ञानिक मोजले ने बताया कि परमाणु द्रव्यमान की तुलना में किसी तत्व का परमाणु क्रमांक उस तत्व के गुणों को दर्शाने में अधिक सक्षम है।** अत: मेन्डलीफ आवर्त नियम का संशोधन किया गया। इसे **आधुनिक आवर्त नियम** भी कहते हैं। इस नियम के अनुसार, **तत्वों के भौतिक गुण व रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।**
- मोजले ने आधुनिक आवर्त नियम दिया, इस नियम के अनुसार **तत्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन है।** अर्थात् **"यदि तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु क्रमांकों के क्रम में रखे तो एक निश्चित अंतराल के बाद समान गुणधर्मी तत्वों की पुनरावृत्ति होती है।"**
- **अत: आधुनिक आवर्त सारणी परमाणु क्रमांक पर निर्भर करती है।**

3.3.1 आवर्त सारणी का दीर्घरूप

- आधुनिक आवर्त सारणी को अध्ययनो एवं निष्कर्षो के आधार पर परिष्कृत करके दीर्घ रूप में प्रस्तुत किया गया।
- यह महत्वपूर्ण कार्य विभिन्न वैज्ञानिकों रेंग, वर्नर, बोर, बरी आदि द्वारा सम्पादित किया गया।
- यह सारणी आफाबाऊ के सिद्धान्त का पालन करते हुए बनायी गयी। इसमें बोर द्वारा इलेक्ट्रॉनीय विन्यास अवधारणा के आधार बनाते हुए व्यवस्थित किया गया अत: इसे **बोर आवर्त सारणी** भी कहा जाता है।
- सन् 1984 में IUPAC द्वारा प्रस्तावित सुझाव के आधार पर दीर्घ आवर्त सारणी में वर्गों का A और B उपवर्गों में विभाजन समाप्त कर दिया गया और VII वर्ग को तीन पृथक वर्गों में विभाजित किया गया है।
- इस आधुनिक आवर्त सारणी में वर्गों का क्रमांकन 1 से 18 तक किया गया है, जिसमें क्षार धातुओं के वर्ग की संख्या I तथा उत्कृष्ट गैसों के वर्ग की संख्या 18 है।

यह सारणी 18 वर्गों (ऊर्ध्वाधर स्तंभों) व 7 आवर्तों (क्षैतिज पंक्तियों) में विभाजित है।

आवर्त (Periods)

(a) प्रथम, द्वितीय व तृतीय आवर्तों को **लघु आवर्त** कहते हैं। इनमें क्रमशः 2, 8, 8 तत्व हैं।

Representative elements | d-Transition elements | Representative elements | Noble gases

Period Number	Group Number 1 IA	2 IIA	3 III A	4 IV A	5 V A	6 VI A	7 VII A	← 8	9 VIII	10 →	11 I B	12 II B	13 III B	14 IV B	15 V B	16 VI B	17 VII B	18 0
1									1 H $1s^1$									2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^1 4s^2$	22 Ti $3d^2 4s^2$	23 V $3d^3 4s^2$	24 Cr $3d^5 4s^1$	25 Mn $3d^5 4s^2$	26 Fe $3d^6 4s^2$	27 Co $3d^7 4s^2$	28 Ni $3d^8 4s^2$	29 Cu $3d^{10} 4s^1$	30 Zn $3d^{10} 4s^2$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^1 5s^2$	40 Zr $4d^2 5s^2$	41 Nb $4d^4 5s^1$	42 Mo $4d^5 5s^1$	43 Tc $4d^5 5s^2$	44 Ru $4d^7 5s^1$	45 Rh $4d^8 5s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10} 5s^1$	48 Cd $4d^{10} 5s^2$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^1 6s^2$	58 Hf $4f^{14} 5d^2 6s^2$	73 Ta $5d^3 6s^2$	74 W $5d^4 6s^2$	75 Re $5d^5 6s^2$	76 Os $5d^6 6s^2$	77 Ir $5d^7 6s^2$	78 Pt $5d^9 6s^1$	79 Au $5d^{10} 6s^1$	80 Hg $5d^{10} 6s^2$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^1 7s^2$	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Uuu	112 Uub		114 Uuq				

f-Inner transition elements

* Lanthanoids $4f^n 5d^{0-1} 6s^2$	58 Ce $4f^2 5d^{10} 6s^2$	59 Pr $4f^3 5d^0 6s^2$	60 Nd $4f^4 5d^0 6s^2$	61 Pm $4f^5 5d^0 6s^2$	62 Sm $4f^6 5d^0 6s^2$	63 Eu $4f^7 5d^0 6s^2$	64 Gd $4f^7 5d^1 6s^2$	65 Tb $4f^9 5d^0 6s^2$	66 Dy $4f^{10} 5d^1 6s^2$	67 Ho $4f^{10} 5d^0 6s^2$	68 Er $4f^{12} 5d^0 6s^2$	69 Tm $4f^{13} 5d^0 6s^2$	70 Yb $4f^{14} 5d^0 6s^2$	71 Lu $4f^{14} 5d^1 6s^2$
** Actinoids $5f^n 6d^{0-2} 7s^2$	90 Th $5f^0 6d^2 7s^2$	91 Pa $5f^2 6d^1 7s^2$	92 U $5f^3 6d^1 7s^2$	93 Np $5f^4 6d^1 7s^2$	94 Pu $5f^6 6d^0 7s^2$	95 Am $5f^7 6d^0 7s^2$	96 Cm $5f^7 6d^1 7s^2$	97 Bk $5f^9 6d^0 7s^2$	98 Cf $5f^{10} 6d^0 7s^2$	99 Es $5f^{11} 6d^0 7s^2$	100 Fm $5f^{12} 6d^0 7s^2$	101 Md $5f^{13} 6d^0 7s^2$	102 No $5f^{14} 6d^0 7s^2$	103 Lr $5f^{14} 6d^1 7s^2$

चित्र: तत्वों के परमाणु-क्रमांक तथा तलस्थ अवस्था इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के साथ आवर्त सारणी का दीर्घ रूप। सन् 1984 के IUPAC के अनुमोदन के अनुसार वर्गों को 1 से 18 तक दर्शाया गया है। इस प्रकार का संकेतन वर्गों IA – VIIA, VIII, I B - VII B एवं O से प्रदर्शित करने की पुरानी पद्धति को प्रतिस्थापित करता है।

(b) चौथे, पांचवे व छठे आवर्तों को **दीर्घ आवर्त** कहते हैं। इनमें क्रमशः 18, 18 व 32 तत्व है।

(c) सातवें आवर्त को अपूर्ण दीर्घ आवर्त कहते हैं। इसमें 29 तत्व (परमाणु क्रमांक 115 तक) भरे हुए हैं। यद्यपि परमाणु क्रमांक 106 से 115 वाले तत्वों का विस्तृत अध्ययन नहीं हुआ है।

(d) आवर्त में तत्वों का वितरण निम्न प्रकार हैं—

I आवर्त = 2 तत्व, $_{1}H$ से $_{2}He$ तक

II आवर्त = 8 तत्व, $_{3}Li$ से $_{10}Ne$ तक

III आवर्त = 8 तत्व, $_{11}Na$ से $_{18}Ar$ तक

IV आवर्त = 18 तत्व, $_{19}K$ से $_{36}Kr$ तक

10 संक्रमण तत्व ($_{21}Sc$ से $_{30}Zn$)

8 सामान्य तत्व ($_{19}K$, $_{20}Ca$ व $_{31}Ga$ से $_{36}Kr$)

V. आवर्त = 18 तत्व, $_{37}Rb$ से $_{54}Xe$ तक

10 संक्रमण तत्व ($_{39}Y$ से $_{48}Cd$ तक,

8 सामान्य तत्व ($_{37}Rb$, $_{38}Sr$ व $_{49}In$ से $_{54}Xe$

VI. आवर्त = 32 तत्व, $_{55}Cs$ से $_{86}Rn$ तक

10 संक्रमण ($_{57}La$, $_{72}Hf$ से $_{80}Hg$ तक)

14 अन्तः संक्रमण तत्व $_{58}Ce$ – $_{71}Lu$

8 सामान्य तत्व ($_{55}Cs$, $_{56}Ba$ व $_{81}Tl$ से $_{86}Rn$

VII. आवर्त = 28 तत्व $_{87}Fr$ से $_{116}Uuh$ तक,

10 संक्रमण तत्व ($_{89}Ac$, $_{104}Unq$ से $_{112}Uub$)

14 ऐक्टिनाइड श्रेणी के तत्व ($_{90}Th$ से $_{103}Lr$ तक

4 सामान्य तत्व ($_{87}Fr$ और $_{88}Ra$) हैं। Uuq_{114} – Uuh_{116}

वर्ग (Groups)

1. सारणी में 18 ऊर्ध्वाधर स्तंभ है, जिनको वर्ग कहते हैं।

IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA & VIIA = 7 (वर्ग/स्तंभ)

IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB व VIIB = 7 (वर्ग/स्तंभ)

VIII वर्ग = 3 वर्ग (स्तंभ)

शून्य वर्ग = 1 वर्ग (स्तंभ)

कुल = 18 (स्तंभ)

3.3.2 दीर्घ आवर्त सारणी के कुछ दोष

1. इसमें भी हाइड्रोजन की स्थिति स्पष्ट नहीं है।
2. मेन्डेलीफ की आवर्त सारणी के समान, लैन्थेनाइडों और ऐक्टिनाइडों को दीर्घ आवर्त सारणी के मुख्य भाग में समायोजित करना संभव नहीं है।
3. लगभग समान रासायनिक गुणों वाले तत्वों को पृथक्–पृथक् वर्गों में रखा गयाहै। जैसे Ba और Pb तथा Cu और Hg।

मेन्डेलीफ की सारणी (A और B उपवर्गों तथा VIII और शून्य वर्ग) व आधुनिक स्वरूप सारणी (1 से 18 वर्गों में) दोनों को ही चित्र में प्रदर्शित किया गया है।

3.3.3 100 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों का नामकरण

- सामान्यतः नये तत्वों के नामकरण उन तत्वों के शोधकर्ताओं के नाम पर किये जाते थे व प्रस्तावित नाम का समर्थन IUPAC द्वारा कर दिया जाता था।
- लेकिन कुछ तत्वों के नाम पर विवाद हो गया। उदाहरण के तौर पर अमेरिकी और रूसी, दोनों ही देशों के वैज्ञानिकों ने 104 परमाणु क्रमांक वाले तत्व की खोज का दावा किया।
- अमेरिकी वैज्ञानिकों ने इसे रदरफोर्डियम व रूसी वैज्ञानिकों ने इसे कुरशाटोवियम (Kurchatovium) नाम दिया।
- इस प्रकार की कठिनाई (विवाद) को दूर करने के लिये IUPAC ने सुझाव दिया कि जब तक तत्व की खोज अच्छी तरह न हो जाए और नाम का समर्थक न हो जाये तब तक शून्य एवं 1 से 9 तक की संख्याओं के लिये संख्यात्मक मूल का प्रयोग करते हुए इनके नामों को परमाणु क्रमांक के आधार पर सीधे दिया जाये।

अंक	नाम	संक्षिप्त रूप
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

इस समिति के अनुसार परमाणु क्रमांक 100 के बाद वाले तत्त्वों का नामकरण करने के लिए निम्नलिखित नियमों का पालन किया जाना चाहिए

a. परमाणु क्रमांक तीन अंकों में है, अंतः इन अंकों के आधार पर तत्वों के प्रतीक तीन अक्षरों में व नाम तीन शब्दों में होने चाहिए।

b. प्रत्येक अंक के लिए एक मूल नाम (Root name) बनाया गया जो उपरोक्त सारणी में वर्णित है।

c. तत्व का नाम लिखने के लिए तीनों अंकों के मूल नाम क्रम से लिखते हैं और अन्तिम अंक के मूलनाम में अनुलग्न इयम (ium) लगा देते हैं।

d. यदि नाम के अन्त में enn आता है तो अन्तिम 'n' हटाकर तथा यदि bi अथवा tri आता है तो 'i' हटाकर ium जोड़ दिया जाता है।

e. नाम के प्रतीक बनाने के लिए मूल के तीनों नामों के प्रथम अक्षर क्रमशः लिखे जाते हैं।

परमाणु क्रमांक 100 से अधिक वाले तत्वों का नामकरण

परमाणु क्रमांक	नाम	प्रतीक	IUPAC नाम	प्रतीक
101	Unnilunium	Unu	Mendelevium	Md
102	Unnilbium	Unb	Nobelium	No
103	Unniltrium	Unt	Lawrencium	Lr
104	Unnilquadium	Unq	Rutherfordium	Rf
105	Unnilpentium	Unp	Dubnium	Db
106	Unnilhexium	Unh	Seaborgium	Sg
107	Unnilseptium	Uns	Bohrium	Bh
108	Unniloctium	Uno	Hassium	Hs
109	Unnilennium	Une	Meitnerium	Mt
110	Ununnilium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Unununium	Uuu	Rontgenium*	Rg*
112	Ununbium	Uub	*	CN
113	Ununtrium	Uut	+	+
114	Ununquadium	Uuq	*	Fl
115	Ununpentium	Uup	+	+
116	Ununhexium	Uuh,	*	Lv
117	Ununseptium	Uus	+	+
118	Ununoctium	Uuo	+	+

* अधिकृत IUPAC नाम की घोषणा अभी तक नहीं हुई है। + तत्व, जिन्हें खोजा जाना आवश्यक है।

- अस्थायी नाम के बाद हर देश के IUPAC प्रतिनिधि के मतदान से स्थायी नाम तथा प्रतीक दिया जाता है।
- स्थायी नाम में उस देश या प्रदेश का नाम हो सकता है जहाँ उस तत्व की खोज की हो अथवा श्रद्धा प्रकट करने के लिये किसी प्रसिद्ध वैज्ञानिक का नाम हो सकता है।
- परमाणु क्रमांक 112, 114 व 116 वाले तत्वों की खोज हो चुकी है लेकिन परमाणु क्रमांक 113, 115, 117 व 1118 वाले तत्वों की खोज बाकी है।

3.4 तत्वों के प्रकार s, p, d, f ब्लॉक तत्व (Types of Elements s, p, d, f Block Elements)

- हम जानते है कि किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन की स्थिति का निर्धारण चार क्वान्टम संख्याओं से होता है। जहां मुख्य क्वान्टम संख्या (n) परमाणु के मुख्य ऊर्जा स्तर या कोश का निर्धारण करती है।
- साथ ही प्रत्येक कोश में कई उपकोश जैसे s, p, d, f होते है। इन सभी कोश व उपकोश में इलेक्ट्रॉन का वितरण उसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहलाता है।
- किसी तत्व का आवर्त सारणी में स्थान उसके अंतिम इलेक्ट्रॉन या अंतिम कक्षक की क्वान्टम संख्याओं को दर्शाता है।
- तत्वों को उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और गुणों के आधार पर चार खण्डों (ब्लॉक) में वर्गीकृत किया गया है-

3.4.1 s- ब्लॉक तत्व (s-Block Elements)

- वे तत्व जिनमें आने वाला अन्तिम इलेक्ट्रॉन s- उपकोश में प्रवेश करता हो, उन्हें **s- ब्लॉक तत्व** कहते है।
- ये आवर्त सारणी के प्रथम दो खड़े खानों (वर्गों) में स्थित है।
- इनकी संख्या 12 है। [H व He को छोड़कर]
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^{1-2} होता है।
- वर्ग 1 [क्षारीय धातुएँ] व वर्ग 2 [क्षारीय मृदा धातुएँ] के तत्व s-ब्लॉक तत्वों की श्रेणी में आते हैं।
- इस ब्लॉक की सभी तत्व (धातुएँ) क्रियाशील होती है।
- इनके आयनन एन्थैल्पी के मान कम होते हैं अत: ये तत्व सरलतापूर्वक बाह्यतम इलेक्ट्रॉन त्यागकर +1 [वर्ग 1 के तत्व] एवं +2 [वर्ग 2 के तत्व] ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करते हैं।
- ये तत्व प्रकृति में मुक्त रूप में व शुद्ध रूप में नहीं पाये जाते [अत्यधिक क्रियाशील होने के कारण]।
- ये तत्व प्राय: आयनिक यौगिक बनाते हैं (Li व Be प्राय: सहसंयोजक यौगिक बनाते हैं)।
- इन तत्वों का आकार आवर्त सारणी में अपने आवर्त में सबसे बड़े होते हैं।

3.4.2 p- ब्लॉक के तत्व (p-Block Elements)

- वे तत्व जिनमें आने वाला अन्तिम इलेक्ट्रॉन np- उपकोश में प्रवेश करता हो उन्हें **p- ब्लॉक तत्व** कहते हैं।
- ये आवर्त सारणी के अन्तिम छ: खड़े खानों (वर्गों) में स्थित है।
- वर्ग 13 से वर्ग 18 के तत्व **p- ब्लॉक तत्व** कहलाते हैं।
- p ब्लॉक में धातुएँ, उपधातुएँ, अधातुएँ एवम् उत्कृष्ट गैसें सम्मिलित हैं। उदाहरणार्थ N, P अधातु, As उपधातु तथा Sb, Bi धातुएँ हैं।
- ये संख्या में कुल 30 तत्व है।
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^{1-6} होता है।
- s व p ब्लॉक तत्वों को सम्मिलित रूप से **निरुपक तत्व** (Representative elements) **प्रतिनिधि तत्व** कहते हैं।
- उत्कृष्ट गैसों [अक्रिय गैसों, वर्ग 18 के तत्वों] की रासायनिक अभिक्रियाशीलता बहुत ही कम होती है क्योंकि इनमें पूर्ण भरे कोश होते हैं।
- वर्ग 16 व वर्ग 17 के तत्वों [चाल्कोजन व हैलोजन] में क्रमश: 2 व 1 इलेक्ट्रॉन की कमी होती है। अत: इस वर्ग के तत्वों में उच्च ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐथैल्पी होने के कारण ये 2 व 1 e ग्रहण

करने की प्रवृत्ति रखते है व स्थायी उत्कृष्ट गैस इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।

- आवर्त में बायें से दायें चलने पर तत्वों के अधात्विक लक्षणों में वृद्धि होती है लेकिन वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर धात्विक लक्षणों में वृद्धि होती है।
- इन तत्वों का आकार s- ब्लॉक तत्वों से छोटा होता हैं।

3.4.3 d-ब्लॉक तत्व (d-Block Elements)

- वे तत्व जिनमें आने वाला अन्तिम इलेक्ट्रॉन (n–1)d कक्षक मे जाता हो उन्हें **d- ब्लॉक तत्व** कहते हैं।
- d- ब्लॉक के तत्वों में चार पूर्ण श्रेणियां हैं
  3d श्रेणी → $_{21}Sc$ से $_{30}Zn$ तक
  4d श्रेणी → $_{39}Y$ से $_{48}Cd$ तक
  5d श्रेणी → $_{57}La$ और $_{72}Hf$ से $_{80}Hg$ तक
  6d श्रेणी → $_{89}Ac$ और $_{104}Unq$ से $_{112}Uub$,
- ये आवर्त सारणी में s व p ब्लॉक तत्वों के मध्य स्थित होते हैं।
- वर्ग 3 से वर्ग 12 वाले तत्व **d- ब्लॉक तत्व** कहलाते हैं।
- ये संख्या में 40 तत्व है।
- इन तत्वों की पहचान इनके आन्तरिक d- orbitals में इलेक्ट्रॉनों के भरे जाने के आधार पर की जाती है।
- इन तत्वों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)\,s^2p^6\,d^{1-10}ns^{0-2}$ होता है।
- ये सभी तत्व धातुऐं होती है।
- इन तत्वों के आयन प्राय: रंगीन होते हैं।
- ये तत्व परिवर्ती संयोजकताएँ प्रदर्शित करते हैं।
- ये तत्व प्राय: अनुचुम्बकीय गुण प्रदर्शित करते हैं।(अयुग्मित e^- के कारण)
- ये तत्व उत्प्रेरक के रूप में प्रयुक्त होते हैं।
- वर्ग 12 के तत्व Zn, Cd तथा Hg के सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)d^{10}ns^2$ होते हुए भी ये धातुएँ संक्रमण तत्वों के बहुत से गुण प्रदर्शित नहीं करती।
- कुछ अवधारणाओं में इन तत्वों को संक्रमण तत्व की श्रेणी में नहीं रखा जाता। इसका कारण इनमें रिक्त d अथवा अपूर्ण d- कक्षकों की अनुपस्थिति का होना है।
- ये तत्व s व p ब्लॉक तत्वों के मध्य एक सेतु का कार्य करते हैं इस कारण d- ब्लॉक तत्वों को **संक्रमण तत्व** भी कहते हैं।

3.4.4 f- ब्लॉक तत्व (f-Block Elements)

- वे तत्व जिनमें आने वाला अन्तिम इलेक्ट्रॉन f- उपकोश में जाता हो, उन्हें **f- ब्लॉक तत्व** कहते हैं।
- ये आवर्त सारणी के छठे व सांतवें आवर्त के सदस्य है।
- ये आवर्त सारणी के पैंदे में रखे जाते हैं।
- ये संख्या में 28 है।
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}\,(n-1)s^2p^6d^{0-1}\,ns^2$ होता है।
- f ब्लॉक तत्वों को दो भागों में बाँटा गया है।

(a) लैन्थेनाइड [परमाणु क्रमांक 58 से 71 ($Ce_{58}-Lu_{71}$)]

- ये संख्या में 14 तत्व है।
- इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)\,f^{1-14}\,(n-1)\,s^2p^6d^{0-1}\,ns^2$ है।
- इन्हें 4f श्रेणी भी कहते हैं।
- इन्हें **आन्तरिक संक्रमण तत्व** भी कहते हैं।
- इन्हें **दुर्लभ मृदा धातुएँ** भी कहते हैं।
- इस श्रेणी के तत्वों के गुण लगभग समान हैं।

s-Block

1s	1	2
	H	
2p	*Li*	*Be*
3p	*Na*	*Mg*
4p	*K*	*Ca*
5p	*Rb*	*Sr*
6p	*Cs*	*Ba*
7p	*Fr*	*Ra*

d-Block

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
3d	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
4d	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
5d	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
6d	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub

	13	14	15	16	17	18
						He
2p	B	C	N	O	F	No
3p	Al	Si	P	S	Cl	Al
4p	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5p	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6p	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7p	–	Uuq	–	Uuh	–	–

f-Block

Lanthanoids 4f	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinoids 5f	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

(b) एक्टिनाइड श्रेणी [परमाणु क्रमांक 90 से 103 (Th_{90}–Lr_{103})]

- ये भी संख्या में 14 है।
- इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}\,(n-1)\,s^2p^6\,d^{0-1}\,ns^2$ है।
- इन्हें 5f श्रेणी भी कहते हैं।
- इन्हें आन्तरिक संक्रमण तत्व भी कहते हैं क्योंकि इनमें तीन बाह्यतम कक्षाएँ अपूर्ण होती है।
- इस श्रेणी के तत्वों की अनेक संभावित ऑक्सीकरण अवस्थाओं के कारण इन तत्वों का रसायन लेन्थेनाइड श्रेणी के तत्वों से अत्यधिक जटिल होता हैं।
- ये तत्व प्राय: रेडियोएक्टिव तत्व होते हैं।

नोट- *यूरेनियम के बाद आने वाले तत्वों को **परायूरेनियम तत्व** कहते हैं। इनका परमाणु क्रमांक [93 से 103] है ये संख्या में 11 तत्व है।*

अभ्यास 3.1

1. *s*-ब्लॉक तत्व किसे कहते हैं ?
2. *p*-ब्लॉक तत्व किसे कहते हैं ?
3. *d*-ब्लॉक तत्व किसे कहते हैं ?
4. *f*-ब्लॉक तत्व किसे कहते हैं ?
5. आवर्त सारणी में *s* ब्लॉक तत्वों को कहाँ रखा गया है ?
6. आवर्त सारणी में *p* ब्लॉक तत्वों को कहाँ रखा गया है ?
7. आवर्त सारणी में *d* ब्लॉक तत्वों को कहाँ रखा गया है ?
8. आवर्त सारणी में *f* ब्लॉक तत्वों को कहाँ रखा गया है ?
9. s ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या कितनी है ?
10. p ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या कितनी है ?
11. d ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या कितनी है ?
12. f ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या कितनी है ?
13. लेन्थेनॉइड किसे कहते हैं ?
14. ऐक्टिनाइड किसे कहते हैं ?
15. परायूरेनियम तत्व किसे कहते हैं ? ये संख्या में कितने हैं ?
16. आधुनिक आवर्त सारणी के प्रथम आवर्त में कुल तत्वों की संख्या क्या है ?
17. आधुनिक आवर्त सारणी के द्वितीय एवं तृतीय आवर्त में कुल तत्वों की संख्या क्या है ?
18. आधुनिक आवर्त सारणी के चतुर्थ एवं पंचम आवर्त में कुल तत्वों की संख्या क्या है ?
19. आधुनिक आवर्त सारणी के छठे आवर्त में कुल तत्वों की संख्या क्या है ?
20. आधुनिक आवर्त सारणी के सातवें आवर्त में कुल तत्वों की संख्या क्या है ?
21. III वर्ग में तत्वों की कुल संख्या कितनी है ?
22. आधुनिक आवर्त नियम किसे कहते हैं ?
23. मेन्डलीफ का आवर्त नियम किसे कहते हैं ?
24. मेन्डलीफ आवर्त सारणी के दोष बताइये।

उत्तर 3.1

1. बिन्दु 3.4.1 देखें
2. बिन्दु 3.4.2 देखें
3. बिन्दु 3.4.3 देखें
4. बिन्दु 3.4.4 देखें
5. आवर्त सारणी में इन्हें प्रथम दो खड़े खानों में रखा गया।
6. आवर्त सारणी में इन्हें आखरी छ: खड़े खानों में रखा गया।
7. आवर्त सारणी में *s* व *p* ब्लॉक तत्वों के मध्य में रखा गया है।
8. आवर्त सारणी में *f* ब्लॉक तत्वों को पैंदे में रखा गया है।
9. 12 गुणों के आधार पर 14 परिभाषा के अनुसार
10. 30
11. 40
12. 28
13. पृष्ठ संख्या 3.4.4 (a) भाग देखें।
14. पृष्ठ संख्या 3.4.4 (b) भाग देखें।
15. यूरेनियम के बाद आने वाले तत्वों को परायूरेनियम तत्व कहते हैं। इनका परमाणु क्रमांक 93 से 103 है। ये संख्या में 11 तत्व हैं
16. कुल 2 तत्व हैं।
17. 8, 8 तत्व है।
18. 18, 18 तत्व हैं।
19. 32 तत्व हैं।
20. 28 तत्व हैं।
21. 32 तत्व हैं।
22. बिन्दु 3.3 देखें
23. बिन्दु 3.2 देखें
24. बिन्दु 3.2.2 देखें

3.5 तत्वों के गुणों में आवर्तिता (Periodicity in Properties of Elements)

- आवर्त सारणी में जब हम ऊपर से नीचे की तरफ जाते है या बायें से दाई ओर जाते हैं, तो तत्वों के भौतिक रासायनिक गुणों में एक प्रारूप (परिवर्तन) दिखाई देता है।
- किसी आवर्त में जब हम बांई ओर से दांई ओर चलते हैं तो रासायनिक क्रियाशीलता प्रथम वर्ग के धातुओं में अधिकतम है, मध्य तक पहुँचकर यह कम होती जाती है और वर्ग 17 तक यह पुन: बढ़ती है।
- इसी प्रकार किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर क्रियाशीलता बढ़ती है लेकिन आखिरी के वर्गों में (15, 16, 17) क्रियाशीलता घटती है।
- उपरोक्त दोनों बिन्दुओं को देखने पर हमें ऐसा महसूस होता है कि ऐसा क्यों हो रहा है, इस प्रकार की आवर्तिता को हम कैसे समझे या समझाएँ।
- आवर्तो तथा वर्गों में तत्वों के इलेक्ट्रॉनीय विन्यास में एक क्रमिक परिवर्तन होता रहता है **अत: इनके गुणों में भी एक क्रमिक परिवर्तन पाया जाता है। गुणों के इस क्रमिक परिवर्तन को ही गुणों में आवर्तिता कहा जाता है।**
- एक निश्चित आवर्त के बाद समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृत्ति के कारण तत्वों के गुणों में आवर्तिता पाई जाती है।

- इस भाग में हम तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्मों की आवर्तिता की विवेचना करेंगे और इन्हें इलेक्ट्रॉन की संख्या तथा ऊर्जा स्तर को लेकर समझेंगे।

3.5.1. परमाणु त्रिज्या (Atomic Radius)

1. तरंग यांत्रिकी (Wave Mechanics) के अनुसार परमाणु की कोई निश्चित सीमा (well defined boundry) नहीं होती अत: इसके आकार (त्रिज्या) को परिभाषित करना या नापना मुश्किल काम है। **परमाण्वीय त्रिज्या**-एक परमाणु के बाह्यतम कोश इलेक्ट्रॉन और नाभिक के मध्य की दूरी को **परमाण्वीय त्रिज्या** कहा जाता है।
2. कार्यकारी संकल्पनाओं के आधार पर परमाणु त्रिज्या को चार भागों में बाँटा जाता है—
   (a) आयनिक त्रिज्या (Ionic Radius)
   (b) सहसंयोजक त्रिज्या (Covalent Radius)
   (c) वान्डर वाल त्रिज्या (Vander Waal's Radius)
   (d) धात्विक त्रिज्या (Metallic Radius)

(a) आयनिक त्रिज्या (Ionic Radius)

उदासीन परमाणुओं द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागने अथवा ग्रहण करने पर आयन बनते हैं। जब परमाणु इलेक्ट्रॉन त्यागता है तब **धनायन** बनता है और जब कोई परमाणु इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है तब **ऋणायन** बनता है। इनकी त्रिज्याओं को **आयनिक त्रिज्या** कहते हैं। परन्तु परमाणु त्रिज्या की तरह आयनिक त्रिज्या को प्रत्यक्ष रूप से नापना संभव नहीं है। क्योंकि पृथक् परमाणु या आयन प्राप्त करना असंभव है।

आयनिक त्रिज्या को संशोधित रूप में निम्न प्रकार से लिख सकते हैं-

आयनिक त्रिज्या एक आयन के नाभिक से उस बिन्दु तक की प्रभावी दूरी है जहाँ तक इसका प्रभाव इसके इलेक्ट्रॉन बादल पर पड़ता है।

(b) धनायन की त्रिज्या (Radius of a cation)

(i) धनायन इलेक्ट्रॉन त्यागने से बनता है, जिसके बनने से नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या इलेक्ट्रॉनों की संख्या की अपेक्षा बढ़ जाती है और नाभिकीय आकर्षण में वृद्धि से त्रिज्या घट जाती है। इसके अतिरिक्त सामान्यत: धनायन के बनने में इलेक्ट्रॉनों का बाहरी कोश पूर्ण रूप से हट जाता है जिससे आकार में कमी आती है।

$$\text{आकार} \propto \frac{1}{\text{प्रभावी नाभिकीय आवेश}}$$

	Na >	Na^+	Li >	Li^+	Mg >	Mg^{2+}
Protons	11	11	3	3	12	12
electrons	11	10	3	2	12	10

- उदासीन परमाणु मे धनायन की तुलना में अधिक इलेक्ट्रॉन होंगे। अत: धनायन में अन्तरा-इलेक्ट्रॉनीय प्रतिकर्षण कम होगा। अत: आकार छोटा हो जायेगा।
  अंतरा इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण $\propto$ आकार
- जैसे-जैसे धनायन पर आवेश बढ़ता है उसका आकार छोटा होता जाता है।

$$Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3}$$
(1.26) (0.76) (0.64)

(c) ऋणायन की त्रिज्या (Radius of anions)

- ऋणायन इलेक्ट्रॉन प्राप्ति से बनता है जिसके बनने से नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या की अपेक्षा इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ जाती है और परस्पर इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण में वृद्धि के कारण इलेक्ट्रॉन अभ्र फैल जाता है तथा त्रिज्या बढ़ जाती है।

बहुसंयोजी आयनों में आयनिक त्रिज्या का क्रम निम्न रूप से दर्शा सकते हैं-

$$M > M^+ > M^{2+} > M^{3+} \quad \text{तथा} \quad X < X^- < X^{2-}$$

	F <	F^-	Cl <	Cl^-	Br <	Br^-
Protons	9	9	17	17	35	35
electrons	9	10	17	18	35	36

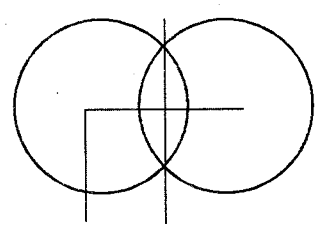
- ऋणायन में अन्तरा-इलेक्ट्रॉनीय प्रतिकर्षण बढ़ जाता है और आकार बढ़ जाता है।
- जैसे-जैसे ऋणायन पर आवेश बढ़ता जाता है उसका आकार बढ़ता जाता है।

$$O < O^- < O^{-2}$$

> **नोट-** *एक ही परमाणु के धनायनों व एक ही परमाणु के ऋणायनों में प्रोटॉन्स की संख्या समान होती है।*
> *अत: आकार $\propto$ इलेक्ट्रॉन्स की संख्या*

(d) सह संयोजक त्रिज्या (Covalent radius)

- यदि दो सम नाभिकीय परमाणु एकल सहसंयोजक बन्ध से बंधे हो तो परमाणुओं के नाभिकों के बीच की अंतरनाभिकीय दूरी का आधा भाग **सहसंयोजक त्रिज्या** कहलाता है।



सहसंयोजक त्रिज्या [Cl–Cl अणु]

$$d_{A-A} = r_A + r_A; \quad r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$$

d_{A-A} = अंतर नाभिकीय दूरी rA = सह संयोजक त्रिज्या

जैसे Cl – Cl में दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच की दूरी है = 1.98Å

अत: Cl परमाणु की सहसंयोजक त्रिज्या $\frac{1.98}{2} = 0.99Å$ है।

उदा. C–C की बन्ध लम्बाई 1.54Å है तथा Cl – Cl की बन्ध लम्बाई 1.98Å है तो C–Cl की बन्ध लम्बाई ज्ञात करो।

हल—C की त्रिज्या = $\frac{1.54}{2} = 0.77Å$

Cl की त्रिज्या = $\frac{1.98}{2} = 0.99Å$

C – Cl की बन्ध लम्बाई = 0.77 Å + 0.99Å = 1.76 Å

(e) धात्विक त्रिज्या (Metallic radius)

- धातु चालक में दो पास-पास परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी के आधे भाग को **क्रिस्टल त्रिज्या या धात्विक त्रिज्या** कहते हैं।

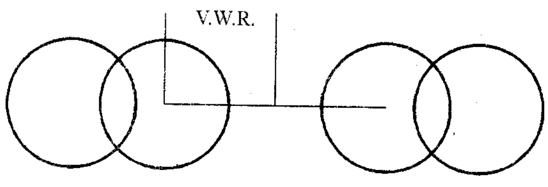
- धात्विक त्रिज्या का मान, सहसंयोजक त्रिज्या के मान से अधिक होता है। K की धात्विक त्रिज्या का मान 2.34 Å है। जबकि इसकी सहसंयोजक त्रिज्या का मान 2.03 Å है। इसी प्रकार कॉपर धातु में दो संलग्न कॉपर परमाणुओं के बीच की दूरी 2.56Å है। धात्विक त्रिज्या

$$\frac{2.56}{2} = 1.28\text{Å}$$ होगी।

- लेकिन धात्विक त्रिज्या का मान बान्डरवाल त्रिज्या के मान से कम होता है।

वाण्डरवाल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

(f) वाण्डरवाल त्रिज्या (Vander waal's Radius)



- दो समान निकटतम अणुओं के पड़ौसी परमाणुओं के अन्त: नाभिकों की दूरी के आधे भाग को **वान्डर वाल्स त्रिज्या** कहते हैं।

उदाहरण–क्लोरीन तत्व के परमाणु की वाण्डरवाल त्रिज्या अन्तराण्विक त्रिज्या (3.6Å) का आधार अर्थात् $\frac{3.6}{2}$ = **1.8Å होगी।**

- यह परमाणु त्रिज्या से व धात्विक त्रिज्याओं से बड़ी होती है।

वाण्डर वाल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सह संयोजक त्रिज्या

- वान्डर वाल त्रिज्या हमेशा भौतिक अवस्था पर निर्भर करती है।

ठोस अवस्था में वाण्डर वाल त्रिज्या निम्नतम होगी।
गैस अवस्था में वाण्डर वाल त्रिज्या अधिकतम होगी।

- ठोस या द्रव्य अवस्था में उत्कृष्ट गैसों के परमाणुओं के मध्य कोई रासायनिक बंध नहीं होता है और सिर्फ कमजोर वाण्डर वाल बंध ही होता है। अत: **उत्कृष्ट गैसों के लिये सिर्फ वाण्डर वाल त्रिज्या ही होती है।**

परमाणु त्रिज्या को प्रभावित करने वाले कारक (Factors Affecting Atomic Radius)

परमाणु त्रिज्या को प्रभावित करने वाले मुख्य कारक निम्न है।

a. प्रभावी नाभकीय आवेश
b. कोशों की संख्या
c. परिरक्षण प्रभाव/ आवरण प्रभाव
d. बन्ध की संख्या

नोट- *उपर्युक्त कारकों को समझने से पहले हम प्रभावी नाभकीय आवेश को अच्छी तरह समझ लेना चाहिए*

प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge)

- नाभिकीय आवेश का वह भाग जो बाहरी इलेक्ट्रॉन महसूस करता है **प्रभावी नाभिकीय आवेश कहते** हैं। यह वास्तविक नाभिकीय आवेश से कम होता है। अत:

$Z_{eff} = Z - \sigma$

Z_{eff} = प्रभावी नाभिकीय आवेश

Z = नाभिकीय आवेश

σ = परिरक्षण नियतांक अथवा स्लेटर नियतांक

- बहु-इलेक्ट्रॉनीय परमाणुओं में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर केवल नाभिकीय आकर्षण (प्रोटोनस का इलेक्ट्रॉन पर) ही कार्य नहीं करता, वरन् आंतरिक इलेक्ट्रॉन्स् का प्रतिकर्षण भी कार्य करता है।
- इस प्रतिकर्षण के कारण कुछ नाभिकीय आकर्षण संतुलित हो जाता है तथा बाहरी इलेक्ट्रॉन पर कुल नाभिकीय आवेश का एक भाग ही पहुँच पाता है। जिसे हम **प्रभावी नाभिकीय आवेश** कहते हैं।
- परिरक्षण नियतांक (σ) का मान ज्ञात करने के लिए **वैज्ञानिक स्लेटर** ने कुछ मूलानुपाती नियम (Emperical rules) दिये है। ns या np कक्षक के इलेक्ट्रॉन के लिये यह नियम इस प्रकार है—
- 1s कक्षक में उपस्थित e^- का परिरक्षण प्रभाव = 0.30

(ns, np) कक्षक में उपस्थित e^- का परिरक्षण प्रभाव = 0.35

(n – 1) s व p कक्षक में उपस्थित e^- का परिरक्षण प्रभाव = 0.85

(n – 2) s व p या उससे नीचे के s व p कक्षक के सभी इलेक्ट्रॉन्स का प्रभाव = 1.0 होता है।

d व f कक्षक के सभी इलेक्ट्रॉन्स का परीक्षण प्रभाव = 1.0 होता है।

जैसे हमें Cl का प्रभावी नाभिकीय आवेश ज्ञात करना है।

Cl_{17} $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \ 3s^2\ 3p^5$

$2\times1 + 8\times.85 + 6\times.35$

$\sigma = 2 + 6.80 + 2.10 = 11.90$

$Z_{eff} = 17 - 11.90 = \mathbf{5.10}$

नोट- *द्वितीय आवर्त के तत्वों के प्रभावी नाभकीय आवेश का अवलोकन करने पर-*

	Li	Be	B	C	N	O	F
Z	3	4	5	6	7	8	9
σ	1.70	2.05	2.40	2.75	3.10	3.45	3.80
Z_{eff}	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20

अत: किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर प्रभावी नाभकीय आवेश में क्रमश: वृद्धि होती है।

(a) प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge)

(i) आवर्त—यह प्रभाव आवर्त में समझाया जा सकता है। क्योंकि आवर्त में इलेक्ट्रॉनीय कक्षायें समान होती है।

$\frac{1}{\text{आकार}} \propto$ नाभिकीय आकर्षण बल $\propto$ प्रभावी नाभिकीय आवेश

	Li	Be	B	C	N	O	F
Z_{eff}	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20

किसी आवृत्त में बायें से दायें चलने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश क्रमश: बढ़ता जाता है।

अत: बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बल क्रमश: बढ़ता जाता है।

अत: आकार क्रमश: घटता जाता है।

नोट- *यह प्रभाव वर्ग में प्रभावी नहीं होता क्योंकि वर्ग में उपस्थित तत्वों का प्रभावी नाभिकीय आवेश प्राय: समान रहता है।*

उदा.1. किसी आवर्त में प्रथम सदस्य का आकार सबसे बड़ा होता है क्योंकि-

हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान निम्नतम होने के कारण।

उदा.2. IA वर्ग के सदस्यों का आकार आवर्त सारणी में सबसे बड़ा होता है। क्योंकि ?

हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान निम्नतम होने के कारण।

उदा.3. किसी आवर्त के अंतिम सदस्य का आकार सबसे छोटा होता है क्योंकि ?

हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम होने के कारण।

उदा.4. VIIA वर्ग (हैलोजन) के सदस्यों का आकार आवर्त सारणी में सबसे कम होता है। क्योंकि ?

हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम होने के कारण।

(b) कक्षाओं की संख्या (Number of Shells)

- यह प्रभाव वर्ग में उपस्थित तत्वों पर लागू होता है।
- यह प्रभाव आवर्त में उपस्थित तत्वों पर लागू नहीं होता क्योंकि आवर्त में उपस्थित सदस्यों में कक्षाओं की संख्या समान व निश्चित होती है।
- आकार $\propto$ कक्षाओं की संख्या

Li किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर
Na कक्षाओं की संख्या क्रमशः बढ़ती जाती है।
K लेकिन प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान समान रहता है।
Rb अतः आकार क्रमशः बढ़ता जाता है।
Cs

उदा.5. किसी वर्ग के प्रथम सदस्य का आकार सबसे छोटा होता है क्योंकि ?

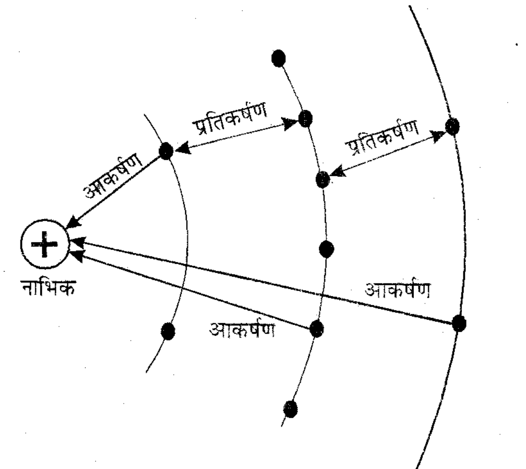
हल— कक्षाओं की संख्या निम्नतम होने के कारण।

उदा.6. किसी वर्ग के अंतिम सदस्य का आकार सबसे बड़ा होता है। क्योंकि ?

हल— कक्षाओं की संख्या अधिकतम होने के कारण।

(c) परिरक्षण प्रभाव/आवरण प्रभाव (Shielding or Screening Effect)

- किसी तत्व में उपस्थित बाहातम इलेक्ट्रॉन पर दो बल कार्य करते है **नाभकीय आकर्षक बल** – नाभिक के द्वारा बाहातम इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर आकर्षित करते है व आकार को घटाते है
परिरक्षण प्रभाव– आन्तरिक इलेक्ट्रॉन का बाहातम इलेक्ट्रॉन पर प्रतिकर्षण करते है। अतः अन्त इलेक्ट्रॉन बाहातम इलेक्ट्रॉन को नाभकीय आकर्षण बल से बचाते है इसी को **परिरक्षण प्रभाव** करते है।



बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर आन्तरिक इलेक्ट्रॉन का प्रतिकर्षण

- यदि किसी तत्व में परिरक्षण प्रभाव बढ़ता हो तो त्रिज्या का मान बढ़ता है।

$$\text{आकार} \propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आकर्षण बल}}$$

आकार $\propto$ परिरक्षण प्रभाव

- यदि नाभिकीय आकर्षण बल > परिरक्षण प्रभाव, आकार में कमी होगी। अतः Sc से Mn तक आकार में कमी होती है।
- यदि आकर्षण बल = परिरक्षण प्रभाव हो, तो आकार लगभग समान होगा।
Mn, Fe, Co व Ni के आकार लगभग समान है।
- यदि आकर्षण बल < परिरक्षण प्रभाव हो तो आकार में वृद्धि होगी।
Cu व Zn का आकार बड़ा होता है।

(d) बन्धों की संख्या (Number of Bonds)

- सहसंयोजक त्रिज्या बन्धों की संख्या पर निर्भर करती है।
- सहसंयोजक बन्ध की संख्याएं बढ़ने पर परमाणु त्रिज्या घटती है।

$$\text{परमाणु त्रिज्या} \propto \frac{1}{\text{बन्ध की संख्या}}$$

- सहसंयोजक योग में $CH_3-CH_3, CH_2=CH_2$ एवं $CH\equiv CH$ बन्धों की संख्या बढने पर इसकी त्रिज्या क्रमशः घटती है $C-C[154pm]$ $C=C[132pm]$ $C\equiv C[120pm]$

सारणी 3.2 आवर्त में परमाणु त्रिज्या के मान

परमाणु (आवर्त II)	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु त्रिज्या	152	111	88	77	75	74	72
परमाणु (आवर्त II)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु त्रिज्या	186	160	143	117	110	104	99

सारणी 3.3 वर्ग में तत्वों की परमाणु त्रिज्या के मान

परमाणु (वर्ग 1)	परमाणु त्रिज्या	परमाणु (वर्ग 17)	परमाणु त्रिज्या
Li	152	F	72
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140

सम इलेक्ट्रॉनिक श्रेणी के सदस्यों का आकार

(i) परमाणु, धनायनों व ऋणायनों का वह समूह जिनमें इलेक्ट्रॉन की संख्या समान हो, उन्हें **समइलेक्ट्रॉनिक श्रेणी** कहते हैं।
es = es (कक्षायें समान होगी) $p \neq p$ (प्रोटॉन्स)

आकार $\propto \frac{1}{Z_{eff}}$

जैसे	H^-	He	Li^+	Be^{+2}	B^{+3}
प्रोटॉन	1	2	3	4	5
इलेक्ट्रॉन	2	2	2	2	2

	N^{-3}	O^{-2}	F^-	Ne	Na^+	Mg^{+2}	Al^{+3}	Si^{+4}
p=	7	8	9	10	11	12	13	14
e=	10	10	10	10	10	10	10	10

	P^{-3}	S^{-2}	Cl^-	Ar	K^+	Ca^{+2}	Sc^{+3}	Ti^{+4}	V^{+5}	Cr^{-6}	Mn^{+7}
p =	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
e^- =	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18	18

- समइलेक्ट्रॉनीय श्रेणी का वह सदस्य सबसे बड़ा होगा, जिसमें नाभिकीय आवेश की संख्या सबसे कम हो अर्थात् ऋण आवेश की संख्या अधिकत हों जैसे—
  $P^{-3} > S^{-2} > Cl^-$
  $N^{-3} > O^{-2} > F^-$
- आकार $\propto$ ऋण आवेश की संख्या
  Cl^-, S^{-2}, P^{-3}

बायें से दायें चलने पर ऋण आवेश आवेश बढ़ रहा है।
अत: आकार बढ़ता जाता है।

आकार $\propto \frac{1}{\text{धनायन पर आवेश की संख्या}}$

$K^+Ca^{+2}, Sc^{+3}, Ti^{+4}, V^{+5}, Cr^{+6}, Mn^{+7}$

बायें से दायें जाने पर,
धनायन पर आवेश बढ़ रहा है।
अत: आकार घट रहा है।

समप्रोटोनिक श्रेणी (Isoprotonic Series)

- परमाणु, धनायन या ऋणायन जिनमें प्रोटॉन की संख्या समान हो, **समप्रोटोनिक श्रेणी** कहते हैं।
- समइलेक्ट्रॉनीय श्रेणी का वह सदस्य सबसे बड़ा होगा, जिसमें नाभिकीय आवेश की संख्या सबसे कम हो अर्थात् ऋण आवेश की संख्या अधिकत हों जैसे—
  $P^{-3} > S^{-2} > Cl^-$
  $N^{-3} > O^{-2} > F^-$
- आकार $\propto$ ऋण आवेश की संख्या
  Cl^-, S^{-2}, P^{-3}

बायें से दायें चलने पर ऋण आवेश आवेश बढ़ रहा है।
अत: आकार बढ़ता जाता है।

आकार $\propto \frac{1}{\text{धनायन पर आवेश की संख्या}}$

$K^+Ca^{+2}, Sc^{+3}, Ti^{+4}, V^{+5}, Cr^{+6}, Mn^{+7}$

बायें से दायें जाने पर,
धनायन पर आवेश बढ़ रहा है।
अत: आकार घट रहा है।

समप्रोटोनिक श्रेणी (Isoprotonic Series)

- परमाणु, धनायन या ऋणायन जिनमें प्रोटॉन की संख्या समान हो, **समप्रोटोनिक श्रेणी** कहते हैं।
- $p = p$; $e^- \neq e^-$
  अत: इस श्रेणी के सदस्यों का आकार इलेक्ट्रॉन्स की संख्या के समानुपाती होता है।

उदा.7. किसी परमाणु का धनायन अपने ही परमाणु से छोटा होता है। क्यों?

हल—

Na	Na^+
p = 11	p = 11
e^- = 11	e^- = 10
2,8,1	2, 8

अत: धनायन में एक बाह्यतम कक्षा पूर्ण रूप से पृथक् हो जाती है, इसलिये धनायन का आकार परमाणु से छोटा होता है।

या

धनायन में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या परमाणु से कम है, इसलिये धनायन में उपस्थित बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बल परमाणु की अपेक्षा अधिक होता है। इसलिये धनायन का आकार परमाणु से छोटा होता है। आकार $\propto$ es की संख्या

उदा.8. किसी परमाणु का ऋणायन अपने ही परमाणु से बड़ा होता है।

हल—

Cl	Cl^-
p = 17	p = 17
e^- = 17	e^- = 18
2,8,7	2,8,8

ऋणायन में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या परमाणु से अधिक है। इसलिये ऋणायन में उपस्थित बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर आकर्षण बल परमाणु की अपेक्षा कम होता है। इसलिये ऋणायन का आकार परमाणु से बड़ा होता है।

उदा.9. किसी परमाणु के ईक आयन का आकार उसी के अस आयन से छोटा होता है।

हल—

Fe^{+3}	Fe^{+2}
p = 26	p = 26
e = 23	e = 24

ईक आयन में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या अस आयन से कम है, अत: ईक आयन में उपस्थित बाह्यतम पर नाभिकीय आकर्षण बल अस आयन से अधिक होता है। इसलिये ईक आयन का आकार अस आयन से छोटा होता है।

परमाणु त्रिज्या में आवर्तिता (Periodicity in Atomic Radius)

1. एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर कोशों की संख्या एक-एक बढ़ती जाती है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश प्राय: समान रहता है, जिससे परमाण्वीय त्रिज्या का मान बढ़ता जाता है।
2. एक ही आवर्त में बायें से दांये जाने पर इलेक्ट्रॉन उसी कोश में भरते हैं तथा नाभिकीय आवेश बढ़ने से इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण बल का तुलनात्मक प्रभाव (प्रभावी नाभिकीय आवेश) बढ़ता जाता है, फलत: परमाण्वीय त्रिज्या का मान घटता जाता है।
3. संक्रमण तत्वों में इलेक्ट्रॉन आन्तरिक $(n-1)$ d कक्षकों में भरे जाते हैं। ये बाह्यतम कोश के ns इलेक्ट्रॉनों को प्रतिकर्षित करते हैं, जिससे बाह्यतम कोष के इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक का आकर्षण बल कम हो जाता है। यह प्रभाव **परिरक्षण प्रभाव या आवरणी प्रभाव** कहलाता है। यह प्रभाव आकार को बढ़ाता है जबकि प्रभावी नाभिकीय आवेश घटाता है। संक्रमण तत्वों में परिरक्षण प्रभाव, नाभिकीय आकर्षण बल को लगभग संतुलित कर देता है, इसलिए संक्रमण श्रेणी के तत्वों में बायें से दांये जाने पर बहुत कम कमी होती है।
4. आन्तरिक संक्रमण तत्वों की श्रेणी में बायें से दायें जाने पर तत्वों के परमाणुओं एवम् आयनों की त्रिज्या में कमी होती है, इसे **लैन्थेनाइड संकुचन** कहते हैं। लैन्थैनाइड श्रेणी में परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ नया आने वाला इलेक्ट्रॉन आन्तरिक 4f कक्षक में जाता है जो संयोजकता कोश से दो क्वान्टम स्तर नीचे स्थित है। नाभिक के अधिक समीप स्थित होने तथा 4f कक्षक की आकृति द्वारा परिरक्षण में कमी के कारण इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता जाता है। जिससे आकार छोटा होता जाता है। इसका प्रभाव 5d श्रेणी के तत्वों पर पड़ता है, जिससे Zr और Hf तथा Nb ओर Ta के परमाणुओं की त्रिज्याएँ लगभग समान होती है।
5. उत्कृष्ट गैसें स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण यौगिक नहीं बनाती, अत: इनकी सहसंयोजक त्रिज्या ज्ञात नहीं की जा सकती। इनके लिए वाण्डर वाल त्रिज्या निर्धारित की जाती है, जिसका मान सहसंयोजक त्रिज्या की तुलना में सदैव ही अधिक होता है। इसी कारण एक आवर्त में अक्रिय गैस का आकार अपवाद स्वरूप सबसे बड़ा होता है।

अभ्यास 3.2

प्र.1. निम्न को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करें-
(i) O, O^{2-}, O^- (ii) Fe, Fe^{2+}, Fe^{3+}
(iii) Sn, Sn^{2+}, Sn^{4+} (iv) $Cu, Cu^+ Cu^{2+}$
(v) Hg, Hg^+, Hg^{2+}

प्र.2. परीरक्षण नियतांक (σ) ज्ञात करने के लिये नियम देने वाले वैज्ञानिक कौन थे।

प्र.3. परमाणु त्रिज्या को प्रभावित करने वाले कारकों के नाम लिखिये।

प्र.4. आवर्त के किस सदस्य का आकार सबसे बड़ा होता है व क्यों?

प्र.5. आवर्त के किस सदस्य का आकार सबसे छोटा होता है व क्यों?

प्र.6. आवर्त सारणी के किस वर्ग के सदस्यों का आकार सबसे बड़ा होता है।

प्र.7. आवर्त सारणी के किस वर्ग के सदस्यों का आकार सबसे छोटा होता है।

प्र.8. वर्ग में किसी सदस्य का आकार सबसे छोटा होता है व क्यों?

प्र.9. Sc से Mn तक आकार में कमी होती है क्यों?

प्र.10. Mn, Fe, Co, Ni के आकार समान होते हैं क्यों?

प्र.11. Cu व Zn का आकार कुछ बड़ा होता है। क्यों?

प्र.12. निम्न सदस्यों को देखकर निम्न प्रश्नों के उत्तर दीजिए।

(a)	Li,	N.	F	B	O
(b)	P	Na	S	Al	Cl
(c)	Li	Cs	K	Rb	Na
(d)	Be	Ba	Ca	Sr	Mg

(i) प्रत्येक में किस सदस्य का आकार सबसे छोटा है?
(ii) प्रत्येक में किस सदस्य का आकार सबसे बड़ा है?
(iii) प्रत्येक में उपस्थित तत्वों को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करो।
(iv) प्रत्येक में उपस्थित तत्वों को आकार के घटते क्रम में व्यवस्थित करो।

प्र.13. निम्न सदस्यों को देखकर निम्न प्रश्नों के उत्तर दीजिये-

(a)	Li^+	C^{+4}	Be^{2+}	N^{5+}	F^{+7}
(b)	Na^+	Si^{4+}	Mg^{2+}	P^{5+}	Cl^{+7}
(c)	F^-	N^{3-}	O^{2-}	C^{4-}	
(d)	Si^{4-}	S^{2-}	Cl^-	P^{3-}	
(e)	H^-	Li^+	He	Be^{2+}	B^{3+}
(f)	N^{3-}	Si^{4+}	Ne	O^{2-}	Al^{3+}
(g)	S^{2-}	Ca^{2+}	Ar	P^{3-}	Mn^{7+}

(i) प्रत्येक में किस सदस्य का आकार सबसे छोटा है।
(ii) प्रत्येक में किस सदस्य का आकार सबसे बड़ा है
(iii) प्रत्येक में उपस्थित सदस्यों को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिये।
(iv) प्रत्येक में उपस्थित सदस्यों को आकार के घटते क्रम में व्यवस्थित कीजिये।

प्र.14. स्टेनिक आयन का आकार स्टैनस से छोटा होता है क्यों?

प्र.15. निम्न में से कौनसा सदस्य समइलेक्ट्रॉनिक नहीं है?

(i)	H^-	He	Be^{2+}	Mg^{2+}	
(ii)	Na^+	Si^{4+}	Mn^{+5}	Mn^{7+}	
(iii)	P^{3-}	O^{2-}	S^{2-}	Ca^{2+}	Cl^-

उत्तर 3.2

1. निम्न को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करें-
(i) $O < O^- < O^{2-}$ (आकार का बढ़ता क्रम)
(ii) $Fe^{3+} < Fe^{2+} < Fe$ (आकार का बढ़ता क्रम)
(iii) $Sn^{4+} < Sn^{2+} < Sn$ (आकार का बढ़ता क्रम)
(iv) $Cu^{2+} < Cu^+ < Cu$ (आकार का बढ़ता क्रम)
(v) $Hg^{2+} < Hg^+ < Hg$ (आकार का बढ़ता क्रम)

2. परीक्षण नियतांक (σ) ज्ञात करने के लिये दिये गये नियम वैज्ञानिक स्लेटर ने प्रस्तुत किये थे।
3. प्रभावी नाभिकीय आवेश, कक्षाओं की संख्या एवं परिरक्षण प्रभाव
4. किसी भी आवर्त के प्रथम सदस्य का आकार सबसे बड़ा होताहै। प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान निम्नतम होने के कारण।
5. किसी भी आवर्त के अन्तिम सदस्य (हैलोजन तत्व) का आकार सबसे छोटा होता है। (प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम होने के कारण)
6. आवर्त सारणी के 1 वर्ग के तत्वों का आकार सबसे बड़ा होता है।
7. आवर्त सारणी के 17 वर्ग के तत्वों का आकार सबसे छोटा होता है।
8. वर्ग में प्रथम सदस्य का आकार सबसे छोटा होता है। (कक्षाओं की संख्या निम्नतम होने के कारण)
9. Sc से Mn तक के तत्वों के आकार में कमी होती है क्योंकि इन तत्वों में NFA (नाभिकीय आकर्षण बल), परिरक्षण प्रभाव से अधिक होता है।
10. नाभिकीय आकर्षण बल व परिरक्षण प्रभाव के तुल्य होने के कारण Mn, Fe, Co, Ni के आकार लगभग समान होते हैं।
11. Cu व Zn का आकार अपनी संक्रमण श्रेणी में कुछ बड़ा होता है। (परिरक्षण प्रभाव, नाभिकीय आकर्षण बल से अधिक होने के कारण)
12. **(a) Li, N. F B O**
 (i) F तत्व का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Li तत्व का आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) F < O < N < B < Li (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) Li > B > N > O > F (आकार का घटता क्रम)
 (b) P Na S Al Cl
 (i) Cl तत्व का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Na तत्व का आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) Cl < S < P < Al < Na (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) Na > Al > P > S > Cl (आकार का घटता क्रम)
 (c) Li Cs K Rb Na
 (i) Li तत्व का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Cs तत्व का आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) Li < Na < K < Rb < Cs (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) Cs > Rb > K > Na > Li (आकार का घटता क्रम)
 (d) Be Ba Ca Sr Mg
 (i) Be तत्व का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Ba तत्व का आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) Be < Mg < Ca < Sr < Ba (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) Ba > Sr > Ca > Mg > Br (आकार का घटता क्रम)
13. **(a) Li^+ C^{+4} Be^{2+} N^{5+} F^{+7}**
 (i) F^{+7} का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Li^+ आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $F^{7+} < N^{5+} < C^{4+} < Be^{2+} < Li^+$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $Li^+ > Be^{2+} > C^{4+} > N^{5+} > F^{+7}$ (आकार का घटता क्रम)
 (b) Na^+ Si^{4+} Mg^{2+} P^{5+} Cl^{+7}
 (i) Cl^{7+} का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Na^+ आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $Cl^{7+} < P^{5+} < Si^{4+} < Mg^{2+} < Na^+$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $Na^+ > Be^{2+} > Si^{4+} > P^{5+} > Cl^{7+}$ (आकार का घटता क्रम)
 (c) F^- N^{3-} O^{2-} C^{4-}
 (i) F^- का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) C^{4-} आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $F^- < O^{2-} < N^{3-} < C^{4-}$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $C^{4-} > N^{3-} > O^{2-} > F^-$ (आकार का घटता क्रम)
 (d) Si^{4-} S^{2-} Cl^- P^{3-}
 (i) Cl^- का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) Si^{4-} आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $Cl^- < S^{2-} < P^{3-} < Si^{4-}$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $Si^{4-} > P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$ (आकार का घटता क्रम)
 (e) H^- Li^+ He Be^{2+} B^{3+}
 (i) B^{3+} का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) H^- आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $B^{3+} < Be^{2+} < Li^+ < He < H^-$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $H^- > He > Li^+ > Be^{2+} > B^{3+}$ (आकार का घटता क्रम)
 (f) N^{3-} Si^{4+} Ne O^{2-} Al^{3+}
 (i) Si^{4+} का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) N^{3-} आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $Si^{4+} < Al^{3+} < Ne < O^{2-} < N^{3-}$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $N^{3-} > O^{2-} > Ne > Al^{3+} > Si^{4+}$ (आकार का घटता क्रम)
 (g) S^{2-} Ca^{2+} Ar P^{3-} Mn^{7+}
 (i) Mn^{7+} का आकार सबसे छोटा है।
 (ii) P^{3-} आकार सबसे बड़ा है।
 (iii) $Mn^{7+} < Ca^{2+} < Ar < S^{2-} < P^{3-}$ (आकार का बढ़ता क्रम)
 (iv) $P^{3-} > S^2 > Ar > Ca^{2+} > Mn^{7+}$ (आकार का घटता क्रम)
14. Sn^{4+} स्टेनिक आयन Sn^{2+} स्टैनस आयन
 स्टेनिक आयन में es की संख्या स्टेनस आयन से कम है।
 अत: स्टेनिक आयन का आकार स्टेनस आयन से छोटा है।
15. **(i)**

	H^-	He	Be^{2+}	Mg^{2+}
p =	1	2	4	12
e =	2	2	2	10

 इनमें Mg^{2+} सम इलेक्ट्रॉनिक नहीं है।

 (ii)

	Na^+	Si^{4+}	Mn^{+5}	Mn^{7+}
p =	11	14	25	25
e =	10	10	20	18

 इनमें Mn^{5+} व Mn^{7+} सम इलेक्ट्रॉनिक नहीं है।

 (iii)

	P^{3-}	O^{2-}	S^{2-}	Ca^{2+}	Cl^-
p =	15	8	16	20	17
e =	18	10	18	18	18

 इनमें O^{2-} सम इलेक्ट्रॉनिक नहीं है।

3.5.2 आयनन एन्थैल्पी (Ionisation Enthalpy)

1. किसी परमाणु की गैसीय अवस्था में उपस्थित बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए जो ऊर्जा की आवश्कता होती है, इसी ऊर्जा को **आयनन ऊर्जा** या **आयनन विभव** या **आयनन एन्थैल्पी** कहते हैं। इसे इलेक्ट्रॉन वोल्ट (eV) अथवा किलोकैलोरी प्रति ग्राम परमाणु में व्यक्त करते हैं।

$$A + \text{ऊर्जा} \rightarrow A^+ + e$$

अत: इस विधि में उदासीन परमाणु धनायन में बदल जाता है।

2. एक ही परमाणु के लिए पहले, दूसरे तथा तीसरे आदि इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा को क्रमश: प्रथम (IP_1) द्वितीय (IP_2) तृतीय (IP_3) आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी कहते हैं।
$A + \text{ऊर्जा} \rightarrow A^+ + e^-$ (प्रथम आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी)
$A^+ + \text{ऊर्जा} \rightarrow A^{+2} + e^-$ (द्वितीय आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी)
$A^{+2} + \text{ऊर्जा} \rightarrow A^{+3} + e^-$ (तृतीय आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी)

3. प्रथम आयनन विभव < द्वितीय आयनन विभव < तृतीय आयनन विभव <......आदि।
अत: जैसे-जैसे धनायन पर आवेश बढ़ेगा, बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बढ़ेगा, आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान बढ़ता जायेगा।

4. **आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी को प्रभावित करने वाले कारक**
   (a) परमाण्वीय आकार *(Atomic size)*
   (b) प्रभावी नाभिकीय आवेश *(Effective Nuclear Charge)*
   (c) कक्षकों का भेदन प्रभाव *(Penetration Power of orbitals)*
   (d) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास *(Electronic configuration)*
   (e) परिरक्षण प्रभाव *(shielding effect)*

(a) परमाण्वीय आकार

आयनन विभव $\propto$ नाभिकीय आकर्षण बल $\propto \frac{1}{\text{आकार}}$

Li Be B C N O F

- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर
- आकार क्रमश: घटता जाता है।
- अत: बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता जाता है।
- अत: इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा की मात्रा बढ़ती जाती है।
- इस कारण से आवर्त में बायें से दायें चलने पर IP या आयनन एन्थैल्पी का मान क्रमश: बढ़ता है।

Li, Na, K, Rb, Cs ↓
किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर
आकार क्रमश: बढ़ता जाता है।
अत: बाह्यतम e^- पर नाभिकीय आकर्षण बल क्रमश: घटता जाता है।
बाह्यतम e^- को निकालने के लिये आवश्यक ऊर्जा की मात्रा भी घटती है।

∴ IP या आयनन एन्थैल्पी का मान घटता है।

(b) प्रभावी नाभिकीय आवेश

आयनन विभव $\propto$ नाभिकीय आकर्षण बल $\propto$ प्रभावी नाभिकीय आवेश

	Li	Be	B	C	N	O	F
Z=	3	4	5	6	7	8	9
Z_{eff}=	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20

- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर नाभिकीय आवेश (Z) व प्रभावी नाभिकीय आवेश (Z_{eff}) का मान क्रमश: बढ़ता जाता है।
- अत: बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता जाता है।
- इस कारण इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा का मान भी बढ़ता है।
- अत: आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान आवर्त में बायें से दायें चलने पर बढ़ता है।

उदा.10. किसी आवर्त के प्रथम सदस्य का आयनन एन्थैल्पी सबसे कम क्यों होता है?
हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान निम्नतम व आकार अत्यधिक बड़ा होने के कारण।

उदा.11. किसी आवर्त में अन्तिम सदस्य का आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी सबसे अधिक क्यों होता है?
हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम व आकार निम्नतम होने के कारण।

उदा.12. IA वर्ग (क्षार धातु) के सदस्यों का आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान सबसे कम होता है।
हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान निम्नतम व आकार अत्यधिक बड़ा होने के कारण।

उदा.13. किसी वर्ग के प्रथम सदस्य का आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान अधिकतम क्यों होता है?
हल— आकार अत्यधिक छोटा होने के कारण।

उदा.14. किसी वर्ग के अन्तिम सदस्य का आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान निम्नतम क्यों होता है?
हल— आकार अधिकतम बड़ा होने के कारण।

(c) कक्षकों का भेदन प्रभाव

- किसी कक्षक की केन्द्रक की ओर जाने की प्रवृत्ति को भेदन क्षमता कहते हैं।
- एक ही कक्षा के विभिन्न कक्षकों की भेदन क्षमता निम्न क्रम में होती है:
  $$s > p > d > f$$
- अत: s कक्षक नाभिक के सबसे करीब होगा, p उससे दूर, इसी तरह d व f उससे ओर दूर होंगे। अत: s कक्षक पर नाभिकीय आकर्षण बल अधिकतम होगा।
- अत: ऐसे तत्वों का IP का मान अधिक होगा जिसमें इलेक्ट्रॉन s कक्षक में से निकालना है।
- $Be(2s^2)$ व $B(2s^22p^1)$ में से Be का प्रथम आयनन विभव या आयनन एन्थैल्पी का मान अधिक होगा क्योंकि 2s में से इलेक्ट्रॉन निकालना अपेक्षाकृत मुश्किल होगा। [s कक्षक की भेदन क्षमता

अधिक होने के कारण] B के $2p^1$ में से इलेक्ट्रॉन निकालना अपेक्षाकृत आसान होगा। अत: आयनन विभव होगा Be > B

- Be का IP, Boron से अधिक है।

Mg का IP, Aluminium से अधिक है।

2A वर्ग के तत्वों का IP, 3A के तत्वों से अधिक है।

उदा.15. Be का IP Boron के IP से अधिक है।

हल— Be में s- उपकोश की भेदन क्षमता Boron के p उपकोश से अधिक होने के कारण।

> **नोट-** *Be का I.P. Carbon से अधिक नहीं होगा, यह प्रभाव एक परमाणु क्रमांक के अंतर पर ही प्रभावी होता है।*
> *अत: s^2 का I.P. s^2p^1 से अधिक है लेकिन s^2 का I.P. s^2p^2 से कम होगा।*

उदा.16. P का I.P. > S का I.P

$3s^23p^3$ > $3s^23p^4$

हल— P में अर्ध पूर्ण भरे $p(p^3)$ कक्षकों के अधिक स्थायित्व के कारण।

उदा.17. शून्य वर्ग का आयनन एन्थैल्पी आवर्त सारणी में अधिकतम होता है।

हल— क्योंकि इनमें पूर्ण भरे p कक्षक होते हैं। (s^2p^6)

उदा.18. आवर्त सारणी में उच्चतम आयनन विभव किस तत्व का होता है?

हल— He का, इसका आकार छोटा होता है व विन्यास $1s^2$ होता है अत: इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए अत्यधिक ऊर्जा की आवश्यता होती है।

उदा.19. निम्न में से किसका IP सबसे कम है-

(1) Be (2) B (3) Mg (4) Al

हल— (4) Al का, क्योंकि IIIA वर्ग के तत्वों का आयनन विभव IIA वर्ग के तत्वों से कम होता है। अर्थात् B व Al का IP Be व Mg से अपेक्षाकृत कम होगा।

वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आकार बढ़ता है तथा IP घटता है। अत: Al का IP सबसे कम होगा।

उदा.20. निम्न को प्रथम आयनन एन्थैल्पी के घटते क्रम में व्यवस्थित कीजिये।

Mg, Al, P, S, Cl, Ne

हल— Ne > Cl > S > P > Al > Mg होना चाहिए। परन्तु यह क्रम गलत है।

P > S (क्योंकि P का स्थाई अर्द्धपूर्ण विन्यास है) Mg > Al (क्योंकि s कक्षक की भेदन क्षमता अधिक है) अत: सही क्रम होगा:

Ne > Cl > P > S > Mg > Al

उदा.21. निम्न को IP के घटते क्रम में व्यवस्थित कीजिये।

(1) C (2) N (3) O (4) F

हल— F > N > O > C

(d) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (पूर्ण अथवा अर्द्धपूर्ण कक्षक)

- अर्द्धपूर्ण भरे कक्षकों (p^3, d^5, f^7) तथा पूर्ण कक्षकों $[p^6, d^{10}f^{14}]$ अपेक्षाकृत अधिक स्थायी होते हैं। क्योंकि इन परिस्थितियों में आवेश का सममित वितरण होता है। इस कारण इलेक्ट्रॉन अभ्र बाहर की ओर बढ़ता है इसके परिणामस्वरूप ऊर्जा में कमी होती है और तंत्र अधिक स्थायी अवस्था में आ जाता है। अत: ऐसी अवस्था में इलेक्ट्रॉन निष्कासन के लिये अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है अर्थात् आयनन विभव अपेक्षाकृत अधिक होगा।
- सामान्य रूप से किसी आवर्त में बायें से दायें जाने पर I.P. का मान बढ़ता है। परन्तु अर्द्ध-पूर्ण कक्षकों के कारण VA वर्गों के तत्वों का I.P. VIA वर्ग के तत्वों की अपेक्षाकृत अधिक हो जाता है।
- अत: N का IP > O का I.P.

$2s^22p^3$ > $2s^22p^4$

द्वितीय आवर्त में तत्वों का IP क्रम

Ne > F > N > O > C > Be > B > Li

तृतीय आवर्त में

Ar > Cl > P > S > Si > Mg > Al > Na

इलेक्ट्रॉनी विन्यास में I.P. का क्रम

$s^2p^6 > s^2p^5 > s^2p^3 > s^2p^4 > s^2p^2 > s^2 > s^2p^1 > s^1$

(e) परिरक्षण प्रभाव

1. आन्तरिक कोशों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन द्वारा डाला गया प्रतिकर्षण बल, नाभिक व संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉन के मध्य के आकर्षण बल को कुछ कम करता है।
2. इसमें संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉनों का नाभिकीय आकर्षण बल से परिरक्षण हो जाता है, यह **परिरक्षण प्रभाव** कहलाता है।
3. परिरक्षण प्रभाव अधिक होने पर इलेक्ट्रॉन को निकालना आसान होगा तथा आयनन विभव कम होगा।

   आयनन विभव $\propto$ प्रभावी नाभिकीय आकर्षण बल

   $$\propto \frac{1}{\text{परिरक्षण प्रभाव}}$$

4. आन्तरिक कोशों में इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ने पर परिरक्षण प्रभाव बढ़ता है, नाभिकीय आकर्षण घटता है, आयनन एन्थैल्पी का मान घटता है।
5. वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इलेक्ट्रॉनों की आन्तरिक कोशों की संख्या में वृद्धि होती है, और परिरक्षण प्रभाव बढ़ता है। अत: आयनन एन्थैल्पी का मान घटता है।

प्रमुख तत्वों के प्रथम आयनन एन्थैल्पी (eV)

2nd Period	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	5.4	9.3	8.3	11.26	15.5	13.16	17.4	21.5
3rd Period	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	5.1	7.64	6.0	8.15	11.0	10.36	13	15.75

6. किसी आवर्त में सामान्य तत्वों के लिए परिरक्षण प्रभाव लगभग समान रहता है। क्योंकि आन्तरिक कोशों में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान रहती है।
7. आवर्त में संक्रमण तत्वों के लिए आयनन विभव में बहुत कम वृद्धि होती है। d कक्षकों में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या बढ़ते रहने के कारण परिरक्षण प्रभाव बढ़ता जाता है। इस प्रभाव के कारण, परमाणु क्रमांक में वृद्धि होने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश के मान में बहुत कम वृद्धि होती है, अत: आयनन विभव में भी वृद्धि बहुत कम होती है।

आयनन विभव में आवर्तिता

(a) वर्ग में आयनन विभव में आवर्तिता

- निम्न सारणी से स्पष्ट होता है कि किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर आयनन एन्थैल्पी के मानों में कमी होती है।
  (क्योंकि आकार में वृद्धि होती है तथा नाभिक व बाह्यतम इलेक्ट्रॉन के मध्य आकर्षण कम हो जाता है अत: इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिये कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है अत: वर्ग में आयनन एन्थैल्पी के मानों में कमी होती है।)
- वर्ग में आयनन एन्थैल्पी में परिवर्तन के सम्बन्ध में कुछ बिन्दु निम्न हैं।

(i) **Al तथा Ga का प्रथम आयनन एन्थैल्पी लगभग समान होता है।** Al तथा Ga के मध्य संक्रमण तत्व होते हैं, परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ संक्रमण तत्वों का आकार कम होता है। इसके कारण Ga के आकार में वृद्धि होने के बजाय कुछ कमी होती है। अत: इसमें से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए लगभग उतनी ही ऊर्जा की आवश्यकता होती है। जितनी Al से एक इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए आवश्यक होती है।

(b) आवर्त में आयनन एन्थैल्पी में आवर्तिता

- आवर्त में बायें से दायें जाने पर आयनन एन्थैल्पी के मान में क्रमशः वृद्धि होती है।
  (क्योंकि आकार में कमी होती है व प्रभावी नाभिकीय आवेश में *वृद्धि होती है। अत: इलेक्ट्रॉन निष्कासन के लिये अधिक ऊर्जा की* आवश्यकता होती है।)

(i) Be का आयनन एन्थैल्पी B से और Mg का आयनन एन्थैल्पी Al से अधिक होने का कारण ns की भेदन क्षमता np से अधिक होना है। साथ ही s- उपकोश में युग्मित इलेक्ट्रॉन (ns^2) होने पर, इलेक्ट्रॉन निष्कासन हेतु अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

(ii) N का आयनन एन्थैल्पी O से तथा P का आयनन एन्थैल्पी S से अधिक होने का कारण N तथा P में अर्द्ध भरे कक्षकों (np^3) का अधिक स्थायित्व है। ऑक्सीजन में p- कक्षक में चार इलेक्ट्रॉन (np^4) होते हैं इसमें से एक इलेक्ट्रॉन को पृथक करना सरल है क्योंकि यह एक स्थायी अर्द्ध पूर्ण निकाय प्राप्त करने की कोशिश करता है, अत: इलेक्ट्रॉन निकालने में कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

(iii) किसी भी आवर्त में उत्कृष्ट गैस का आयनन एन्थैल्पी अधिकतम होता है, पूर्णतया भरे कक्षक (ns^2, np^6) के अधिक स्थायित्व होने के कारण।

आयनन एन्थैल्पी के उपयोग (Uses of I.P.)

1. क्रियाशीलता

आयनन एन्थैल्पी के मान के द्वारा हम धातुओं की आपेक्षिक क्रियाशीलता बतला सकते हैं।

$$\text{आयनन एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{क्रियाशीलता}}$$

जिस तत्व का आयनन एन्थैल्पी कम होगा। उसमें e^- त्याग कर धनायन बनाने की प्रवृत्ति अधिक होगी।
अत: ऐसा तत्व अधिक क्रियाशील होगा।

Li, Be, B, C

किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर
आयनन एन्थैल्पी का मान क्रमशः बढ़ता जाता है।
अत: e^- त्याग कर धनायन बनाने की प्रवृत्ति घटती जाती है, अत: आवर्त में क्रियाशीलता घटती है।

- अक्रिय गैसों के उच्च आयनन विभव के द्वारा उनकी अक्रियता की व्याख्या की जा सकती है।

उदा.22. IA वर्ग की धातुयें 2A वर्ग की धातुओं से अधिक क्रियाशील है।

हल— IA वर्ग के धातुओं का आयनन एन्थैल्पी कम होने के कारण।

Li, Na, K, Rb, Cs ↓ किसी वर्ग में-ऊपर से नीचे चलने पर
आयनन एन्थैल्पी का मान घटता जाता है।
∴ क्रियाशीलता बढ़ती जाती है।

- जैसे IA वर्ग के धातुओं में Li सबसे कम क्रियाशील है व Cs अधिकतम क्रियाशील।
- Li < Na < K < Rb < Cs (क्रियाशीलत का क्रम)
- Be < Mg < Ca < Sr < Ba (क्रियाशीलता का क्रम)

---

2. तत्वों के धात्विक गुण

जब कोई धातु e^- त्याग कर धनायन बनाने की प्रकृति रखता है, तो इसे धातु का धनविद्युती गुण कहते हैं।

$$\text{आयनन एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{धात्विक गुण}} \propto \frac{1}{\text{विद्युत घनीय गुण}}$$

- अत: जिन तत्वों का आयनन एन्थैल्पी कम होगा वे प्रबल वैद्युत धनीय तत्व होंगे अत: IA वर्ग के तत्व प्रबल वैद्युत धनीय तत्व हैं [आयनन एन्थैल्पी निम्नतम होने के कारण]
- आवर्त में बायें से दायें चलने पर आयनन एन्थैल्पी का मान बढ़ता है। अत: धन विद्युती गुण घटता जाता है।
- वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर आयनन एन्थैल्पी का मान घटता जाता है। अत: धन-विद्युती गुण बढ़ता है।

उदा.23. IA वर्ग की धातुयें प्रबलतम धन विद्युती है।

हल— आयनन एन्थैल्पी निम्नतम होने के कारण।

---

3. अपचायक सामर्थ्य

इसी तरह तत्वों की अपचायक सामर्थ्य भी आयनन एन्थैल्पी पर निर्भर करती है-

$$\text{आयनन एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{अपचायक सामर्थ्य}}$$

अत: जिन तत्वों का आयनन एन्थैल्पी कम होगा, वे **प्रबल अपचायक पदार्थ** होंगे। (आयनन ऊर्जा का मान कम होने पर तत्व आसानी से इलेक्ट्रॉन त्याग सकता है अंत: आसानी से ऑक्सीकृत हो सकता है। अर्थात् अपचायक सामर्थ्य अधिक होता है।) जिन तत्वों का आयनन एन्थैल्पी अधिक होगा, वे दुर्बल अपचायक पदार्थ होंगे।

उदा.24. IA वर्ग के तव 2A वर्ग के तत्वों की तुलना में प्रबल अपचायक है।

हल— आयनन एन्थैल्पी का मान कम होने के कारण।

4. किसी तत्व की ऑक्सीकरण अवस्था एवं स्थायित्व ज्ञात करना

(a) यदि दो क्रमागत आयनन विभवों का अन्तर 16eV से अधिक हो तो निम्न ऑक्सीकरण अवस्था स्थायी होती है।

उदा.25. 1A वर्ग के तत्व M^{+1} आयन बनाते हैं M^{+2} आयन नहीं है।

हल— इनके प्रथम व द्वितीय आयनन एन्थैल्पी में अन्तर 16eV से अधिक होने के कारण।

(b) यदि किसी तत्व के दो क्रमागत आयनन एन्थैल्पी में अन्तर 11eV या इससे कम हो तो तत्व उच्च आक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है निम्न ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित नहीं करता। क्योंकि इतनी ऊर्जा हमेशा अभिक्रिया में उपलब्ध होती है अत: तत्व एक और e^- आसानी से त्याग कर उच्च ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित कर देता है।

उदा.26. Na परमाणु Na^+ बनाता है Na^{2+} नहीं। क्यों ?

हल- Na के प्रथम आयनन विभव का मान 5.0eV है तथा द्वितीय आयनन विभव का मान 47.7eV है। Na का Na^{+2} आयन स्थायी नहीं होता क्योंकि द्वितीय एवं प्रथम आयनन विभव का अन्तर 7.4eV है जो कि 11eV से कम है। इस कारण सोडियम जैसे क्षारीय धातु (IA) एक धनात्मक आयन बनाते हैं।

उदा. 27. Mg तत्व +2 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है +1 नहीं या क्षार मृदा धातु ऑक्सीकरण अवस्था +1 प्रदर्शित नहीं करता।

हल- Mg तत्व के प्रथम व द्वितीय आयनन विभव में अन्तर 7.4eV है जो 11eV से कम होने के कारण द्विधनात्मक आयन बनाते हैं।

5. धातुओं के ऑक्साइड एवं हाइड्रॉक्साइड की प्रबलता ज्ञात करना

$$\text{प्रबलता} \propto \frac{1}{\text{आयनन एन्थैल्पी}}$$

- अत: जिस तत्व का आयनन एन्थैल्पी कम होगा उसमें OH समूह को e^- देकर OH^- बनाने की प्रवृत्ति अधिक होगी।
- आयनन विभव का मान कम होने पर धात्विक ऑक्साइड, हाइड्रॉक्साइड और हाइड्राइडों की क्षारीय प्रकृति बढ़ती है।
- एक ही वर्ग में क्षारीय गुण बढ़ता है जैसे $K_2O > Na_2O > Li_2O$
- एक ही आवर्त में क्षारीय गुण घटता है जैसे-

$$\underset{\text{क्षारीय}}{Na_2O} > MgO > \underset{\text{उभयधर्मी}}{Al_2O_3} > \underset{\text{अम्लीय}}{Cl_2O_7}$$

- **हाइड्रोक्साइड XOH की क्षारीय तथा अम्लीय प्रकृति का अनुमान तुलनात्मक आयनन विभवव द्वारा की जा सकती है।**

हाइड्रॉकसाइड XOH की प्रकृति क्षारीय होगी यदि H का आयनन विभव X से अधिक हो।

$$X-O-H \rightarrow X^+ + OH^-$$

अंत: NaOH, KOH, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ तथा अन्य क्षार एवं क्षारीय मृदा धातुओं के हाइडॉक्साइड क्षारीय होते हैं।

X–OH अम्लीय प्रकृति का होगा, यदि H का आयनन विभव X से कम हो।

$$X-OH \rightarrow XO^- + H^+$$

अंत: HOCl, HOBr, HOI आदि अम्ल होते हैं।

$$H-O-Cl \rightarrow H^+ + ClO^-$$

- आवर्त में आयनन एन्थैल्पी का मान बांयें से दांये चलने पर बढ़ता जाता है। ∴ हाइड्रोऑक्साइड की प्रबलता घटती है

$LiOH > Be(OH)_2$;
$NaOH > Mg(OH)_2$

- किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर आयनन एन्थैल्पी का मान घटता जाता है अत: धातुओं के हाइड्रोऑक्साइड की प्रबलता बढ़ती है।
$LiOH < NaOH < KOH < CsOH$
- अत: 1A वर्ग के तत्वों में LiOH दुर्बलतम क्षार है, व CsOH प्रबलतम क्षार है।
- $Be(OH)_2 < Mg(OH)_2 < Ca(OH)_2 < Sr(OH)_2 < Ba(OH)_2$
- यहाँ $Be(OH)_2$ क्षार दुर्बलतम है जबकि $Ba(OH)_2$ प्रबलतम क्षारीय है।

उदा. 28. 1A वर्ग के तत्वों के हाइड्राऑक्साइड प्रबलतम क्षारीय है क्योंकि

हल— आयनन एन्थैल्पी का मान निम्नतम होने के कारण।

6. बन्ध की प्रकृति का अनुमान

- आयनन ऊर्जा के मान द्वारा तत्व की बन्ध प्रकृति का अनुमान लगाया जा सकता है।
- क्षार धातुओं के आयनन विभव का मान अत्यन्त कम होता है अंत: उनकी धनायन बनाने की प्रवृत्ति अत्यन्त ही प्रबल होती है। अंत: वे केवल आयनिक बन्ध (लिथीयम अपवाद) द्वारा आयनिक यौगिक बनाते हैं।
- अंत: स्पष्ट है कि कम आयनन विभव वाले तत्व आयनिक बन्ध और उच्च आयनन विभव वाले तत्व सहसंयोजक बन्ध बनाने की प्रवृत्ति रखते हैं।

3.5.3 इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (Electron Gain Enthalpy)

- जब कोई उदासीन गैसीय परमाणु (x) इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन में परिवर्तित होता है तो इस प्रक्रम में हुए एंथैल्पी परिवर्तन को उस तत्त्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी ($\Delta_{eg}H$) कहते है।

$$X(g) + e \longrightarrow X(g) + \text{ऊर्जा (ऊष्माक्षेपी)}$$

17 वें वर्ग हैलोजन की $\Delta_{eg}H$ का मान अत्यधिक ऋणात्मक होता है, इसका कारण है कि ये मात्र एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके उत्कृष्ट गैस विन्यास अर्जित करते है।

$$F(g) + e^- \longrightarrow F^-(g) \qquad \Delta_{eg}H = -328 KJ\,mol^{-1}$$
$$(1s^2 2s^2 2p^5) \quad (1s^2 2s^2 2p^6)$$

$$X^-_{(g)} + e^- + \text{ऊर्जा} \longrightarrow X^{--}(g) \text{ (ऊष्माशोषी)}$$

चूंकि जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन और ऋणावेशित x^- आयन के मध्य प्रतिकर्षण होता है अत: प्रक्रम के क्रियान्वयन के लिए ऊर्जा देनी पड़ती है। **अत: द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान धनात्मक होगा।**

इसी तरह उत्कृष्ट गैस की $\Delta_{eg}H$ का मान अत्यधिक धनात्मक होता है क्योंकि इलेक्ट्रॉन को वर्तमान क्वांटम स्तर से अगले क्वांटम स्तर पर प्रवेश करना पड़ता है जो बहुत अधिक अस्थाई विन्यास होगा।

$$He + e^- + 48 KJ\,mol^{-1} \longrightarrow He^-$$
$(1s^2)$ $\quad\quad (1s^2 2s^1)$

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी को प्रभावित करने वाले कारक

(a) परमाण्वीय आकार (Atomic Radius)

किसी तत्व का परमाण्वीय आकार जितना अधिक होगा जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक से उतना ही दूर होगा। अत: आकर्षण बल कम होगा और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान कम हो जायेगा-

$$\text{इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{आकार}}$$

Li Be B C N O F

- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर आकार क्रमश: घटता जाता है। अत: आने वाले e^- पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता है। अत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी बढ़ती है।
- किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर

F, Cl, Br, I, At ↓

आकार क्रमश: बढ़ता जाता है।
अत: आने वाले e^- पर प्रभावी नाभिकीय आकर्षण बल घटता जाता है।
अत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान घटता है।

(b) प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge)

- इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ∝ प्रभावी नाभिकीय आवेश
- किसी परमाणु के प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान जितना अधिक होगा उसका बाह्य इलेक्ट्रॉन के प्रति आकर्षण बल उतना ही अधिक होगा, फलत: अधिक ऊर्जा मुक्त होगी और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान भी अधिक हो जायेगा।

	Li	Be	B	C	N	O	F
Z_{eff}	1.30	1.95	2.60	3.25	3.90	4.55	5.20

- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर
- प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान क्रमश: बढ़ता जाता है।
- अत: आने वाले e^- पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता है।
- अत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान बढ़ता है।

(c) परिरक्षण प्रभाव (Shielding Effect)

$$\text{इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{परिरक्षण प्रभाव}}$$

यदि परमाणु के भीतरी (n–1) या (n –2) कोश में इलेक्ट्रॉन होंगे तो वे बाह्य इलेक्ट्रॉनों को नाभिकीय आकर्षण बल से बचायेंगे (परिरक्षण करेंगे) जिससे नाभिकीय आकर्षण बल कम हो जायेगा फलत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान भी कम हो जायेगा।

(d) परमाणु का स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

$$\text{इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी} \propto \frac{1}{\text{स्थाई विन्यास}}$$

यदि परमाणु के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में बाह्यतम कोश अर्द्धपूर्ण, पूर्ण अथवा इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2\ np^6$ हो तो नया इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर तत्व का स्थायित्व कम हो जायेगा अत: या तो इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान कम हो जायेगा या ऊर्जा का अवशोषण होता है।

उदा. 29. N की इलेक्ट्रॉन बन्धुता C से कम है।

हल— N में अर्धपूर्ण भरे $np(p^3)$ कक्षकों के अधिक स्थायित्व होने के कारण।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी की आवर्त सारणी में आवर्तिता (Periodicity of electron gain entholpy P.T.)

(a) एक आवर्त में बायें से दायें जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मान में वृद्धि होती है। क्योंकि परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि होती है व आकार में कमी होती है, अत: आने वाले इलेक्ट्रॉन के प्रति आकर्षण बढ़ जाता है, फलत: अधिक ऊर्जा निकलती है।

(b) सामान्यत: एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मानों में कमी होती जाती है। क्योंकि एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ उनके परमाण्वीय आकार में वृद्धि होती जाती है जिससे जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होता जायेगा और नाभिकीय आकर्षण बल उतना ही कम होता जायेगा। फलत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान कम होता जायेगा।

- द्वितीय आवर्त के तत्वों (B से F तक) की इलेक्ट्रॉन बन्धुता सम्बन्धित तृतीय आवर्त के तत्वों (Al से Cl तक) की अपेक्षा बहुत कम होती है, क्योंकि द्वितीय आवर्त के तत्वों का इलेक्ट्रॉन घनत्व अत्यधिक होता है। (आकार व आयतन अपेक्षाकृत बहुत कम होने से) जिससे नये आने वाले इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करना अपेक्षाकृत उच्च इलेक्ट्रॉन इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण के कारण कठिन होता है।
- F तत्व की इलेक्ट्रॉन बन्धुता अपने बाद में आने वाले क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन बन्धुता से कम होती है। (इसका कारण फ्लोरीन के 2p कक्षकों के क्लोरीन के 3–p कक्षकों से अपेक्षाकृत अधिक संकुचित होने के कारण)
- कुछ तत्वों में इलेक्ट्रॉन बन्धुता का क्रम
  (i) $Cl > Br > F > I$
  (ii) $N < B < C < O < F$
  (iii) $Al < P < Si < S < Cl$
  (iv) $O < S < I < F < Br < Cl$
- समस्त तत्वों में क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन बन्धुता अधिकतम होती है।
- क्षारीय धातुओं के उच्च धन विद्युत होने के कारण इनमें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती, अत: इनकी इलेक्ट्रॉन बन्धुताओं के मान कम है। (शून्य एवं 1 के बीच)
- Be तथा Mg की इलेक्ट्रॉन बन्धुताओं के मान धनात्मक होते हैं क्योंकि इनमें इलेक्ट्रॉन जोड़ने के लिए ऊर्जा देनी पड़ती है।

- **कारण**-ग्रहण किया हुआ इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा के पूर्णतया रिक्त np उप स्तर में जाता है क्योंकि 2 वर्ग के तत्वों Be और Mg के बाह्यतम कोश में क्रमश: 2s कक्षक तथा 3s कक्षक पूर्णत: भरे है। सामान्यतया उच्च ऊर्जा के पूर्णतया रिक्त उपस्तरों में परमाणुओं की इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती।

उदा. 30. उत्कृष्ट गैसों की इलेक्ट्रॉन-लब्धि एन्थैल्पी शून्य होती है।

हल— कारण-पूर्ण भरे $p[p^6]$ कक्षक एवं स्थाई विन्यास (ns^2np^6)

उदा. 31. क्षार मृदा धातुओं की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी लगभग शून्य होती है।

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

हल— **कारण**-पूर्ण भरे कक्षक ns^2 तथा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की कम क्षमता व आयनन एन्थैल्पी का कम मान।

उदा. 32. क्षार धातुओं की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी लगभग शून्य होती है।

हल— क्योंकि इनके आयनन एन्थैल्पी (IP) का मान कम होता है। अत: इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की क्षमता नहीं होती है, इलेक्ट्रॉन त्यागने की क्षमता अधिक होती है।

उदा. 33. N व P की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान क्रमश: C व Si से कम होता है (N < C व P < Si)

हल— क्योंकि N व P में अर्द्धपूर्ण भरे कक्षक $(ns^2\ np^3)$ होते हैं। जो अधिक स्थायित्व देते हैं।

उदा. 34. द्वितीय आवर्त के तत्वों की इलेक्ट्रॉन बन्धुता < तृतीय आवर्त के तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी।

अत: EA (Li से F तक) < EA (Na से Cl तक)

हल— इसका कारण है द्वितीय आवर्त के तत्वों का छोटा आकार एवं उच्च आवेश घनत्व।

अधिकतम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी वाला तत्व Cl है न कि F

उदा. 35. 7A वर्ग के तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी, आवर्त सारणी में अधिकतम होती है क्योंकि-

हल— प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम, आकार निम्नतम व s^2p^5 इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होने के कारण

उदा. 36. 2nd आवर्त में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— Be व N पर

उदा. 37. 3rd आवर्त में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— Mg व P पर

उदा. 38. 7A वर्ग के तत्वों में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— Cl पर

उदा. 39. 6A वर्ग के तत्वों में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— S पर

उदा. 40. 5A वर्ग के तत्वों में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— P पर

उदा. 41. 4A वर्ग के तत्वों में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— Si पर

उदा. 42. 3A वर्ग के तत्वों में किस तत्व पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का क्रम विचलित होता है।

हल— Al पर

उदा. 43. 2nd आवर्त के तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का सही क्रम।

हल— Be < Li < N < B < C < O < F

उदा. 44. 3rd आवर्त के तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का सही क्रम

हल— Mg < Na < P < Al < Si < Cl

उदा. 45. 7A वर्ग के तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का सही क्रम

हल— At < I < Br < F < Cl

उदा. 46. क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी फ्लोरीन से अधिक होती है।

हल— Cl – $3s^23p^5$ F–$2s^22p^5$

F की सतह पर इलेक्ट्रॉन का घनत्व क्लोरीन से उच्च होता है जिससे आने वाले इलेक्ट्रॉन पर F के बाह्यतम इलेक्ट्रॉन के प्रतिकर्षण के कारण F की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कम व क्लोरीन की अधिक हो जाती है।

उदा. 47. Na, Mg, Al, Si में किसकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी शून्य होती है।

हल— Mg की (पूर्ण भरे s कक्षक के कारण)

उदा. 48. S की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी O से अधिक होती है।

हल— S – $3s^2\ 3p^4$ O–$2s^22p^4$

O की सतह पर इलेक्ट्रॉन का घनत्व सल्फर से उच्च होता है जिससे आने वाले इलेक्ट्रॉन पर O के बाह्यतम इलेक्ट्रॉन के प्रतिकर्षण के कारण O की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कम व सल्फर की अधिक हो जाती है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के उपयोग (Uses of electron gain enthalpy)

इसके उपयोग निम्न है-

1. अधातुओं की क्रियाशीलता

- क्रियाशीलता $\propto$ इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी
- जिस तत्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक होगी उसमें e^- ग्रहण कर ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति अधिक होगी अत: ऐसा तत्व अधिक क्रियाशील होगा। **किसी आवर्त के अन्तिम सदस्यों [VIIA] की क्रियाशीलता अधिकतम है।**

  [इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अधिकतम होने के कारण]
- वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान क्रमश: घटता है।

  अत: क्रियाशीलता घटती है।

उदा. 49. 7A वर्ग के तत्व VIA वर्ग के तत्वों से अधिक क्रियाशील है।

हल– इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अधिक होने के कारण

उदा. 50. N, F, Cl तथा Br में किसकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ज्यादा होगी।

हल— Cl की (Cl > F > Br > N)

2. बन्ध की प्रकृति ज्ञात करना (To find out the nature of bond)

दो बन्धित परमाणु [A–B] के मध्य बन्ध की प्रकृति आयनन एन्थैल्पी व इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मानों के अन्तर पर निर्भर करती है।

(a) यदि आयनन एन्थैल्पी व इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का अन्तर बहुत **कम** हो, **बन्ध आयनिक** होगा इनकी ऊर्जा की पूर्ति जालक ऊर्जा से प्राप्त हो जाती है। जालक ऊर्जा का मान प्राय: 150 से 250 K. cal/mole प्राप्त होता है।

(b) यदि आयनन एन्थैल्पी व इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का अन्तर बहुत अधिक होता है तो उनके मध्य **शुद्ध सहसंयोजक** बन्ध बनता है, क्योंकि इतनी अधिक ऊर्जा, जालक ऊर्जा से प्राप्त नहीं हो पाती।

सहसंयोजक गुण $\propto$ आयनन एन्थैल्पी व इलेक्ट्रान लब्धि एन्थैपी के अन्तर

3. ऑक्सीकारक क्षमता (Strength of Oxidising)

ऑक्सीकारक क्षमता $\propto$ इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी

अत: हेलोजनस में ऑक्सीकारक क्षमता अधिकतम है क्योंकि इनकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एंन्थैल्पी का मान अधिक होने के कारण।

उदा. 51. निम्न को बढ़ते हुए इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के क्रम में व्यवस्थित करें।

(1) Be (2) B (3) C (4) N (5) O (6) F (7) Ne

हल— Ne < Be < N < B < C < O < F

3.5.4 विद्युतऋणता (Electronegativity)

1. किसी यौगिक में परमाणु की बन्धित इलेक्ट्रॉनों को अपनी ओर आकर्षित करने की आपेक्षिक क्षमता को उस परमाणु की **विद्युतऋणता** कहते हैं।

$$A \rightarrow B$$

2. विद्युतऋणता को मापने के कई मापक्रम हैं जो विभिन्न वैज्ञानिकों द्वारा दिये गये हैं—

(a) पॉलिंग मापक्रम (b) मुलीकन मापक्रम (c) आल्रेड रोशों मापक्रम

(a) पॉलिंग मापक्रम (Paulling scale)

यह सर्वाधिक प्रयुक्त स्केल है तथा बन्ध ऊर्जा आंकड़ों पर आधारित है। बन्ध A – B की वास्तविक बंध ऊर्जा = $(E_{A-A} \times E_{B-B})]^{1/2}$ बन्ध ऊर्जा के प्रायोगिक मान से सदैव कम होती है। यह आधिक्य बन्ध ऊर्जा (ΔE) कहलाती है। यह सह-संयोजी बन्ध में ध्रुवणता के कारण उत्पन्न (arise) होती है तथा दोनों तत्वों की विद्युतऋणताओं पर निर्भर करती है।

$$\Delta E = \text{आधिक्य बन्ध ऊर्जा}$$
$$= E_{A-B} [E_{A-A} \times E_{B-B}]^{1/2}$$

यदि बन्ध ऊर्जा किलो कैलोरी प्रति मोल में ली जाये तो तत्वों A तथा B की विद्युतऋणता निम्न सम्बन्ध से दी जाती है–

$$x_A - x_B = 0.208\,(\Delta E)^{1/2}$$

S.I. इकाइयों में अर्थात् बन्ध ऊर्जा का मान k joule/mole में लेने पर उपरोक्त सम्बन्ध का रूप निम्नवत् हो जाता है–

$$x_A - x_B = 0.088\,(\Delta E)^{1/2}$$

(b) मुलीकन मापक्रम (Mulliken scale)

मुलीकन के अनुसार किसी तत्व की विद्युतऋणता उसके आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का औसत होती है। अर्थात् तत्व की विद्युतऋणता

$$= \frac{\text{इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी + आयनन एन्थैल्पी}}{2}$$

- पॉलिंग ने फ्लोरीन की विद्युतऋणीयता 4.0 (आवर्त सारणी में अधिकतम) मानकर अन्य तत्वों के I.E. का मान ज्ञात होने पर उनकी विद्युतऋणता की गणना की।
- आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अधिक होने पर विद्युतऋणता का मान अधिक होगा।
- **पॉलिंग तथा मुलीकन** के स्केलों में परस्पर सम्बन्ध है–

$$x_{\text{पॉलिंग}} = \frac{x_{\text{मुलीकन}}}{2.8}$$

(c) आल्रेड रोशो मापक्रम (Allred and Rochow scale)

सन् 1958 में आल्रेड रोशो ने विद्युत ऋणता को प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge) Z_{eff} से परिकलित किया, उनके अनुसार,

$$\text{विद्युत ऋणता} = = 0.744 + \frac{0.359 Z_{eff}}{r^2}$$

r = सहसंयोजक त्रिज्या

$Z_{eff} = Z - \sigma$ (σ = परिरक्षण स्थिरांक है) इस विधि से प्राप्त विद्युत ऋणता के मान पॉलिंग के द्वारा ज्ञात मानों से काफी मेल खाते हैं।

3. विद्युत ऋणता को प्रभावित करने वाले कारक

(a) परमाण्वीय आकार (Atomic Radius)

परमाण्वीय आकार बढ़ने के साथ बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों के प्रति नाभिकीय आकर्षण घटता जाता है अत: इनके विद्युत ऋणता के मान भी घटते जाते हैं।

$$\text{विद्युतऋणता} \propto \frac{1}{\text{आकार}}$$

Li Be B C N O F

- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर
- आकार घटता जाता है।
- अत: बन्धित es पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता है।

अत: विद्युत ऋणता बढ़ती है।

Li | किसी वर्ग में ऊपर से नीचे की चलने पर
Na | आकार क्रमश: बढ़ता जाता है।
K | अत: बन्धित es पर नाभिकीय आकर्षण बल घटता जाता है।
Rb | अत: विद्युत ऋणता घटती है।
Cs ↓

(b) प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge)

किसी परमाणु के नाभिकीय आवेश में वृद्धि से बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों के प्रति आकर्षण बढ़ता है, अत: विद्युत ऋणता बढ़ती है।

विद्युत ऋणता ∝ प्रभावी नाभिकीय आवेश

Li Be B C N O F

किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर

प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान क्रमशः बढ़ता है।

∴ बन्धित es पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता है।

∴ वैद्युत ऋणता का मान बढ़ता है।

(c) ऑक्सीकरण अवस्था (Oxidation State)

विद्युत ऋणता ∝ ऑक्सीकरण अवस्था

अतः ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने पर विद्युत ऋणता बढ़ती है।

$O^- < O < O^+$ (विद्युत ऋणता का क्रम)

$C^- < C < C^+$ (विद्युत ऋणता का क्रम)

$Mn^{2+} < Mn^{+3} < Mn^{+4} < Mn^{+6} < Mn^{+7}$ (विद्युत ऋणता का क्रम)

उपरोक्त सदस्यों में बायें से दायें चलने पर

ऑक्सीकरण अवस्था क्रमशः बढ़ती है।

अतः आकार घटता जाता है। अतः विद्युत ऋणता बढ़ती है।

(d) संकरण अवस्था (Hybridisation State)

- यदि किसी तत्व की अपने विभिन्न यौगिकों में संकरण अवस्था भिन्न-भिन्न हो तो उस तत्व की विद्युतऋणता भी भिन्न होगी। जैसे- कार्बन तीन प्रकार की संकरण अवस्थायें प्रदर्शित करता है।
- जैसे BeH_2, BH_3 व CH_4 में उपस्थित केन्द्रीय परमाणु (Be, B व C) पर संकरण अवस्था क्रमशः sp, sp^2 व sp^3 है।

	sp	sp^2	sp^3
नये कक्षक	2	3	4
%s गुण	50%	33.33%	25%
%p गुण	50%	66.67%	75%

- अतः जिस संकरित कक्षक में %s गुण अधिक होगा वह आकार में छोटा होगा। [क्योंकि s केन्द्र के अधिक निकट होता है।] अतः वैद्युत ऋणता अधिक होगी। अतः

$sp < sp^2 < sp^3$ (आकार क्रम)

$sp > sp^2 > sp^3$ (%s गुण)

$sp < sp^2 < sp^3$ (%p गुण)

$sp > sp^2 > sp^3$ (वैद्युत ऋणता क्रम)

अतः sp संकरण वाले तत्व की वैद्युत ऋणता sp^2 व sp^3 संकरण वाले तत्वों से अधिक होगी।

- कार्बन परमाणु अपने यौगिकों में तीन प्रकार की संकरण अवस्था प्रदर्शित करता है।

  sp, sp^2 व sp^3 अतः sp संकरित C परमाणु की वैद्युत ऋणता sp^2 व sp^3 संकरित C से अधिक होगी।

उदा. 52. Acetylene में उपस्थित H परमाणु अम्लीय है। क्योंकि-

हल— $H^{+\delta} - C^{-\delta} \equiv C - H$

Acetylene में उपस्थित C की विद्युतऋणता, H से अधिक हो जाती है। [C पर sp संकरण होने के कारण].

वर्ग	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
आवर्त	(1)	(2)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)
1.	H 2.1						
2.	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
3.	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
4.	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8

4. विद्युत ऋणता में आवर्तिता (Periodicity in Electronegative)

(i) वर्ग में (In a group)

(a) किसी वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर विद्युत ऋणता का मान घटता है क्योंकि तत्व का आकार बढ़ता है।

(b) संक्रमण तत्वों में एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर विद्युतऋणता अनियमित होती है। एक वर्ग में 4d से 5d श्रेणी में जाने पर विद्युत ऋणता का मान घटने के बजाय बढ़ता है। इसका कारण है-5d तत्वों का आकार 4d तत्वों के समान होता है, परन्तु नाभिकीय आवेश (32 इकाई) अधिक होता है। **फलतः 5d तत्वों की विद्युत ऋणता अधिक होती है।**

(ii) आवर्त में (In a period)

(a) किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर विद्युत ऋणता का मान बढ़ता है, क्योंकि तत्वों के आकार में कमी आती है और प्रभावी नाभिकीय आवेश के मान में वृद्धि होती है।

(b) किसी आवर्त में I_A वर्ग के तत्वों (क्षारीय धातुओं) की विद्युत ऋणता निम्नतम होती है तथा VIIA वर्ग के तत्वों (हैलोजनों) की अधिकतम

(c) उत्कृष्ट गैसों की विद्युत ऋणता शून्य होती है। क्योंकि इनका स्थायी विन्यास (ns^2np^6) होता है और ये अबंधित परमाणु होते हैं।

(d) प्रथम चार आवर्तों में विद्युत ऋणता में नियमित परिवर्तन होता है लेकिन बाद के आवर्तों में ये परिवर्तन अनियमित हो जाता है।

अधिकतम विद्युत ऋणता वाला तत्व है-F

निम्नतम विद्युत ऋणता वाला तत्व है-Cs(Fr)

5. विद्युत ऋणता के उपयोग (Uses of Electro-negativity)

(a) बन्ध की प्रकृति ज्ञात करना

(b) बन्ध सामर्थ्य

(c) तत्वों के हाइड्रोऑक्साइड का अम्लीय व क्षारीय गुण ज्ञात करना।

(d) तत्वों के धात्विक व अधात्विक गुण।

(e) तत्वों के ऑक्साइड की अम्लीय व क्षारीय प्रकृति।

(f) यौगिकों के नामकरण में

(g) तत्वों के हैलाइड्स के जल अपघटन में।

(a) बन्ध की प्रकृति (Nature of Bond)

- बन्ध की प्रकृति परमाणुओं की विद्युत ऋणता के अन्तर पर निर्भर करती है।

- यदि बन्धित परमाणुओं की विद्युत ऋणता का अन्तर शून्य हो, तो बन्ध शुद्ध सहसंयोजक बन्ध होगा जैसे $Cl_2, Br_2, I_2, H_2, O_2$ & N_2
- यदि बन्धित परमाणुओं की विद्युत ऋणता का मान असमान हो, तो यौगिक में आयनिक गुण आ जाते हैं। यदि यह अन्तर बढ़ता है, तो आयनिक गुण भी बढ़ता है।
- विद्युत ऋणता के आधार पर आयनिक गुण हैनी स्माइथ द्वारा दिये गये सूत्र से ज्ञात कर सकते हैं।

$$\% \text{ आयनिक गुण} = 16(X_A - X_B) + 3.5(X_A - X_B)^2$$

नोट- *दो तत्वों के मध्य विद्युतऋणता में जितना अधिक अंतर होगा उसमें आयनिक बन्ध की मात्रा अधिक होगी।*

(b) बन्ध सामर्थ्य (Strength of Bond)

- किसी बन्ध A – B में बन्ध सामर्थ्य $\propto X_A - X_B \propto$ आयनिक गुण X_A व X_B परमाणु A व B की विद्युत ऋणता है।
-

	H–F	> H – Cl	> H – Br	> H – I
$X_A - X_B$	1.9	0.9	0.7	0.4

अत: $X_A - X_B$ के अन्तर अधिक होने पर बन्ध की सामर्थ्यता अधिक होगी-

(c) तत्वों के हाइड्रॉक्साइडों की अम्लीय तथा क्षारीय प्रवृत्ति (Acidic & basic nature of hydroxides of elecments)

- कोई हाइड्रोक्साइड अम्लीय होगा या क्षारीय प्रकृति का, यह इस पर निर्भर करता है कि जल में उसका आयनन किस तरह होता है।

(a) $AOH \rightarrow AO^- + H^+$ (b) $AOH \rightarrow A^+ + OH^-$

- यदि आयनन (a) की तरह होता है तब AOH की प्रकृति अम्लीय होगी क्योंकि आयनन के पश्चात् H^+ आयन प्राप्त होते हैं।
- यदि आयनन (b) की तरह होता है तब AOH की प्रकृति क्षारीय होगी क्योंकि आयनन के पश्चात् OH^- आयन प्राप्त होते हैं।
- AOH किस प्रकार आयनित होगा, यह A की विद्युत ऋणता के मान पर निर्भर करेगा। गैलिस ने सुझाव दिया कि यदि A की विद्युत ऋणता का मान 1.7 से अधिक है, तब AOH अम्लीय होगा और यदि A की विद्युत ऋणता का मान 1.7 से कम है, तब AOH क्षारीय होगा।

(d) तत्वों के धात्विक व अधात्विक गुण (Metallic & non-metallic character of elements)

(i) जिस तत्व की विद्युत ऋणता का मान कम होगा वह धातु होगा, यदि विद्युत ऋणता का मान अधिक हो तब तत्व अधातु होगा। अत:

$$\text{विद्युत ऋणता} \propto \frac{1}{\text{धात्विक}}$$

- आवर्त में बायें से दायें चलने पर विद्युत ऋणता का मान बढ़ता जाता है, अत: धात्विक गुण घटता है व अधात्विक गुण बढ़ता है। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर विद्युत ऋणता का मान घटता है, अत: धात्विक गुण बढ़ता जाता है। अधात्विक गुण घटता है।

(e) तत्वों के ऑक्साइड की क्षारीय व अम्लीय प्रवृत्ति (Acidic & basic nature of oxides)

- किसी आवर्त में बाये से दायें चलने पर ऑक्साइडस की अम्लीय प्रकृति बढ़ती जाती है क्योंकि ऑक्सीजन व तत्व की विद्युत ऋणता का अंतर घटता जाता है।
- यदि यह अन्तर 2.3 से अधिक होगा तो ऑक्साइड क्षारीय होगा। अगर यह अन्तर 2.3 से कम होगा तो ऑक्साइड अम्लीय होगा।

	Na_2O,	MgO,	Al_2O_3,	SiO_2,	P_4O_{10},	SO_3,	Cl_2O_7
$X_E - X_0$	2.5 >	2.3 >	2.1 >	1.8 >	1.5 >	1.1 >	0.7
	प्रबल क्षारीय						प्रबलतम अम्लीय

(f) यौगिकों के नामकरण में (In nomenclature of compounds)

- जिस तत्व की विद्युत ऋणता कम होती है उसे पहले व अधिक विद्युत ऋणता वाले तत्व को बाद में लिखते हैं। जैसे-$MgCl_2$, BCl_3
- Cl_2O में ऑक्सीजन की विद्युत ऋणता Cl से अधिक है इसलिये इसे Cl_2O लिखेंगे और इसका नाम होगा डाइ-क्लोरीन ऑक्साइड
- इसी प्रकार IF_7, IF_5, IF_3, OF_2 लिखते हैं।

(g) तत्वों के हैलाइड्स के जल अपघटन में (In hydrolysis of halides)

- BCl_3 जल अपघटन से HCl देता है।
  इसका कारण है- Cl की विद्युत ऋणता का मान B से अधिक होना।
- Cl_2O जल अपघटन से HOCl देता है।
  क्योंकि Cl की विद्युत ऋणता O से कम है।
- NCl_3 जल अपघटन से NH_3 देता है-
  क्योंकि N परमाणु नाभिक स्नेही होने के कारण।
- PCl_3 जल अपघटन से H_3PO_3 बनता है।
  कारण P का इलेक्ट्रॉन-स्नेही
- $SiCl_4$ जल अपघटित होता है।
  कारण-Si का इलेक्ट्रॉन-स्नेही होने के कारण
- CCl_4 जल अपघटित नहीं होता है।
  कारण-C न तो इलेक्ट्रॉन-स्नेही हैं न ही नाभिक स्नेही

6. बन्ध लम्बाई की गणना स्टीवेन्सन तथा मेकर ने बन्ध लम्बाई की गणना के लिये निम्न सूत्र दिया-

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

r_A व r_B = परमाणु A तथा B की विद्युत ऋणतायें हैं यदि इनके मान मालूम हो तो बन्ध लम्बाई r_{A-B} ज्ञात की जा सकती है।

उदा. 53. द्वितीय आवर्त में सबसे अधिक विद्युतऋणी है।

हल— F

उदा. 54. दो तत्व A व B है दोनों एकल संयोजी है। A की विद्युतऋणता 3 व B की 2 है, तो यौगिक बनेगा।

हल— BA

उदा. 55. A की संयोजकता 3 व B की संयोजकता 2 है, A की विद्युतऋणता B से अधिक है, यौगिक होगा।

हल— अत: यौगिक B_3A_2 होगा।

उदा. 56. Cl के F तथा I के साथ बनने वाले एकल संयोजी यौगिकों के सूत्र लिखिये।

हल— $Cl_2 + F_2 \rightarrow 2ClF$, $Cl_2 + I_2 \rightarrow 2ICl$

उदा. 57. M^{+3} के इलेक्ट्रोनीय कोश में कुल 20 इलेक्ट्रॉन हैं, तत्व M है।

हल— V (वेनेडियम)

उदा. 58. A^+ बाह्यतम इलेक्ट्रोनीय विन्यास है- $4s^24p^64d^{10}$ A का आवर्त, ब्लॉक व नाम बताओ।

हल— A का विन्यास होगा- $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^1$
(क्योंकि A से एक इलेक्ट्रॉन निकल गया)
अत: A का आवर्त - पाँचवा
ब्लॉक- d- समुदाय

3.6 संयोजकता (Valency)

- किसी तत्व की संयोजकता तत्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या उस तत्व की संयोजकता का निर्धारण करती है।
- किसी तत्व के संयोजकता गुण तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास द्वारा स्पष्ट किया जाता है।
- किसी तत्व की संयोजकता को किसी तत्व के एक परमाणु के एक परमाणु से संयोग करने वाले H- परमाणु की संख्या से संयोग करने व Oxygen परमाणु की संख्या के आधे को उस तत्व की संयोजकता कहते हैं।

सारणी : 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

- इस 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 बाहतम 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।
- तत्व Li, Na, K, Rb व Cs प्रथम वर्ग के तत्व होने के कारण ये सदैव एक संयोजकता प्रदर्शित करते हैं इसी प्रकार Be, Mg, Ca, Sr व Ba दो संयोजकता प्रदर्शित करते हैं।
- p ब्लॉक के तत्त्व 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।
- जैसे वर्ग 13 व वर्ग 14 के तत्वों की संयोजकताएँ क्रमशः 3 व 4 है। क्योंकि इनकी बाह्यतम कोश में 3 व 4 इलेक्ट्रॉन उपस्थित है जबकि वर्ग 15, 16 व 17 के तत्वों की संयोजकताएँ क्रमशः 3, 2 व 1 है। क्योंक इनकी बाह्यतम कोश में क्रमशः 5, 6 व 7 इलेक्ट्रॉन है अत: [8–5 = 3], [8 – 6 = 2] व [8 – 7 = 1] संयोजकता [8- बाह्यतम कोश में es की संख्या] के बराबर होती है।
- वर्ग 18 के तत्वों की संयोजकता सामान्यतया शून्य 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।

3.7 धात्विक एवं अधात्विक गुण (Metallic and Non-metallic Character)

- किसी तत्त्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बनाने की प्रवृत्ति उसका **धात्विक गुण** कहलाती है।
- अत: जिस तत्व का आयनन विभव कम होगा, उसमें e त्याग कर धनायन बनाने के प्रवृत्ति अधिक होगी अर्थात् ऐसे तत्व धात्विक गुण अधिक प्रदर्शित करे।
- वर्ग 1 के क्षार धातु सबसे अधिक विद्युत धनी तत्त्व कहलाते है

क्योंकि वे सरलता से इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन बना लेते है। ये ही सर्वाधिक धात्विक गुण रखते है।

- वर्ग 2 के क्षारीय मृदा धातुओं में भी धनविद्युती गुण पाया जाता है लेकिन वर्ग 1 से कम।
- किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर धात्विक गुण बढ़ता जाता है क्योंकि वर्ग में e त्याग कर धनायन बनाने की प्रवृत्ति बढ़ती है।
- वर्ग 1 के तत्त्वों में धात्विक गुण निम्न क्रम में पाया जाता है।

  Li < Na < Rb < Cs
- इसी प्रकार 2 वर्ग के तत्त्वों में धात्विक गुण निम्न क्रम में पाया जाता है।

  Be < Mg < Ca < Sr < Ba
- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर e त्याग कर धनायन बनाने की प्रवृत्ति घटती है अत: धात्विक गुण घटता है।
- अत: किसी आवर्त में प्रथम दो या तीन सदस्य [वर्ग 1, वर्ग 2 व वर्ग 3] धात्विक प्रवृत्ति प्रदर्शित करते है।

अधात्विक प्रवृत्ति

- किसी तत्व के परमाणु द्वारा e^- ग्रहण करके ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति, तत्व की अधात्विक प्रवृत्ति कहलाती है।
- अत: हम कह सकते है कि वर्ग 17 के तत्व [हैलोजन तत्व] सरलता से e^- ग्रहण कर ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति अधिकतम होती है [तत्वों में e^- लब्धि ऐन्थेल्पी अधिक होने के कारण] अत: वर्ग 17 के तत्व **अधातु** होते है।
- किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर, परमाणु का आकार बढ़ता है। इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थेल्पी के मान में कमी होती है अत: तत्वों में अधात्विक गुणों में कमी आती है।
- वर्ग 17 के तत्वों में अधात्विक गुण निम्न क्रम में होता है–

  F > Cl > Br > I > Al
- किसी आवर्त में बायें से दायें चलने पर आकार क्रमश: घटता जाता है अत: आने वाले e पर नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ता है अत: इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान बढ़ता है। अत: आवर्त में अधात्विक गुण बढ़ता जाता है।

  Li Be B C N O F

  Li < Be < B < C < N < O < F

  [धात्विक गुण निम्नतम] [अधात्विक गुण अधिकतम]

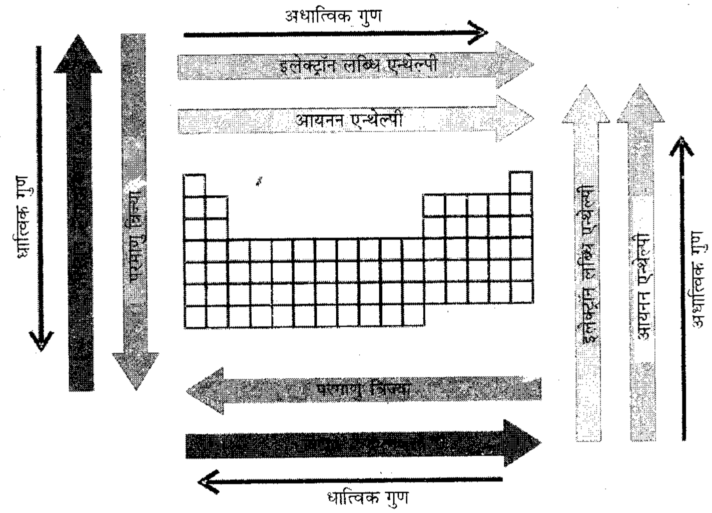
  [धात्विक गुण निम्नतम] [धात्विक गुण अधिकतम]

Na Mg Al Si P S Cl

Na < Mg < Al < Si < P < S < Cl

धात्विक गुण अधात्विक गुण

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



चित्र : आवर्त्तसारणी में तत्त्वों के आवर्त्ती गुणधर्म

आवर्ती सारणी में आवर्ती गुणात्मक

- आवर्त्त सारणी में इस प्रकार धातु व अधातु को पृथक करने वाली एक टेढ़ी–मेढ़ी रेखा बन जाती है, जिसके समीप स्थित तत्त्व दोनों प्रकार के गुणधर्मों को प्रदर्शित करते है। इस तत्त्वों को **उपधातु** कहते है। इस रेखा पर आने वाले ये उपधातु तत्त्व है–**बोरोन, सिलिकन, जर्मेनियम, आर्सेनिक, एन्टिमनी, टेल्यूरियम एवं पोलोनियम।**

नोट

- सामान्यतया धातुओं के ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते है। क्योंकि इनके जलीय विलयनों में OH^- आयनन उपस्थित होते है।

  $Na_2O + 2HOH \rightarrow 2NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$
- जबकि अधातुओं के ऑक्साइड अम्लीय होते है क्योंकि इनके जलीय विलयनों में H^+ आयन उपस्थित होते है।

  $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3 \rightleftharpoons H^+ + HSO_3^-$

पाठ्यपुस्तक के प्रश्नोत्तर

1. मेंडलीव के आवर्त नियम का आधार था–

(अ) संयोजकता (ब) परमाणु भार

(स) परमाणु क्रमांक (द) परमाण्वीय आयतन

उत्तर (ब)

2. एक तत्त्व जिसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[Ar]3d^2 4s^2$ किस ब्लॉक से सम्बन्धित है।

(अ) s - ब्लॉक (ब) p - ब्लॉक

(स) d - ब्लॉक (द) f - ब्लॉक

उत्तर (स)

3. निम्नलिखित में से किस तत्त्व की आयनन एंथैल्पी सर्वाधिक हैं

(अ) बोरॉन (ब) कार्बन

(स) नाइट्रोजन (द) ऑक्सीजन

उत्तर (स)

4. परमाणु क्रमांक 58 से 71 तक के तत्त्वों को कहते है।
(अ) संक्रमण तत्त्व (ब) लैन्थेनॉयड
(स) एक्टिनॉयड (द) क्षार धातु

उत्तर (ब)

5. किस आयन की त्रिज्या सर्वाधिक है।
(अ) F^- (ब) Cl^-
(स) Br^- (द) I^-

उत्तर (द)

अतिलघुरात्तमक प्रश्न

1. मेंडलीव के आवर्त नियम का आधार क्या था ?
उत्तर-तत्त्वों के परमाणु भार

2. आधुनिक आवर्त नियम का आधार क्या था ?
उत्तर-परमाणु क्रमांक

3. सत्रहवे वर्ग के सदस्यों को क्या कहते है ?
उत्तर-हैलोजन तत्त्व

4. आवर्त सारणी के किन तत्त्वों में उपान्तय कोश अपूर्ण होते है
उत्तर-d - ब्लाक तत्त्वों में/संक्रमया तत्त्वों में

5. 4f श्रेणी में 14 तत्त्व क्यों होते है ?
उत्तर-f उपकोश में 14 इलेक्ट्रॉन होने के कारण 4f श्रेणी में 14 तत्त्व होते है।

6. परायूरेनियम तत्त्व किसे कहते है ?
उत्तर-यूरेनियम के बाद आने वाले तत्त्वों को परायूरेनियम तत्त्व कहते है इनका परमाणु क्रमांक 93 से 103 है।

7. 120 परमाणु क्रमांक वाले तत्त्व का IUPAC नाम तथा प्रतीक लिखिए
उत्तर-120 $\rightarrow$ Unbinilium Ubn

8. तत्त्व x वर्ग 15 के प्रथम स्थान पर स्थित है इस तत्त्व का बाधतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए
उत्तर-$2s^2 2p^3$

9. मैंडलीव आवर्त सारणी की कोई दो कमियाँ लिखिए
उत्तर-बिन्दु 3.2.2 देखें

10. आधुनिक आवर्त सारणी की कोई दो कमियाँ लिखिए
उत्तर-बिन्दु 3.3.2 देखें

11. Uub तत्त्व का परमाणु क्रमांक लिखिए
उत्तर-112

12. आवर्त के किस सदस्य का आकार सबसे बड़ा होता है
उत्तर-प्रथम सदस्य का

13. S^{2-} Cl^- Ar K^+ Ca^{2+}, Sc^{3+} को आकार के बढते क्रम में व्यवस्थित कीजिए
उत्तर-$Sc^{3+} < Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$

14. वान्डर वाल्स त्रिज्या किसे कहते है
उत्तर-बिन्दु 3.5.1 (b) देखें

15. Na^+, Mg^{2+}, व Al^{3+} आयन में किसकी आयनिक + त्रिज्या सबसे छोटी है ?
उत्तर-Al^{3+}

16. उदासीन जनक परमाणु तथा धनायन में से किसकी त्रिज्या छोटी होती है ?
उत्तर-धनायन की

17. आवर्त में बायें से दांये चलने पर आयनन एन्थैल्पी का मान किस प्रकार परिवर्तित होता है
उत्तर-बढ़ता है

18. क्षार धातुओं में किस तत्त्व की आयनन ऐन्थैल्पी सबसे कम होती है ?
उत्तर-सीजियम तत्त्व (Cs)

19. आवर्त सारणी में सबसे अधिक इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी वाला तत्त्व कौनसा है ?
उत्तर-क्लोरीन तत्त्व

20. Na तथा Mg में से किस तत्त्व की द्वितीय आयनन एंथैल्पी अधिक है
उत्तर-Na तत्त्व की

21. आवर्त सारणी में सबसे अधिक विद्युत ऋणात्मक वाला तत्त्व कौनसा है
उत्तर-F

22. विद्युत ऋणता परिकलन में पॉलिंग एवं मुलिकन मापक्रम में क्या सम्बन्ध है।
उत्तर- $x_{\text{पॉलिंग}} = \dfrac{x_{\text{मुलीकन}}}{2.8}$

23. प्रतिशत आयनिक लक्षण परिकलित करने का सूत्र लिखिए
उत्तर-आयनिक गुण $= 16(x_A - x_B) + 3.5(x_A - x_B)^2$

24. संयोजकता किसे कहते है ?
उत्तर-किसी तत्त्व का एक परमाणु अन्य एक संयोजी तत्त्व के जितने परमाणुओं से संयोग करता है उन परमाणुओं की संख्याओं को तत्त्व की **संयोजकता** कहलाती है।

25. क्षारीय मृदा धातुओं की संयोजकता क्या होती है ?
उत्तर-2

लघुत्तरात्मक प्रश्न

26. तत्त्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता क्यों महसूस हुई ?
उत्तर-बिन्दु 3.1 देखें

27. सक्रंमण श्रेणी में बायें से दांये ओर जाने पर आकार में बहुत कम परिवर्तन होता है क्यों ?
उत्तर-इन तत्त्वों में परिरक्षण प्रभाव अधिक प्रभावी होने के कारण, सक्रंमण तत्त्वों में बांये से दांये चलने पर आकार में बहुत ही कम परिवर्तन होता हैं।

28. ऋणायन का आकार सदैव जनक परमाणु से बड़ा होता है क्योंकि ?
उत्तर-

Cl	Cl^-
p = 17	p = 17
e = 17	e = 18

ऋणायन में इलेक्ट्रॉन की संख्या परमाणु से अधिक हो जाती है जिससे इलेक्ट्रॉन के मध्य प्रतिकर्षण बढ़ जाता है अत: ऋणायन का आकार सदैव जनक परमाणु से बड़ा होता है

29. Na क Na^+ की अपेक्षा Cs से Cs^+ अधिक सरलता से प्राप्त होता है क्यों
उत्तर-Cs प्रथम वर्ग का अन्तिम सदस्य है, जिसकी आयनन ऐन्थैल्पी का मान Na से बहुत कम है अत: Cs तत्त्व में e^- त्याग कर Cs^+ बनाने की प्रवृत्ति Na से अधिक होती है।

30. Na_2O क्षारीय है जबकि Cl_2O_7 अम्लीय कारण सहित स्पष्ट कीजिए

उत्तर- Na_2O में Na व Oxygen की विद्युत क्षमता में अन्तर 2.3 से अधिक है अत: Na_2O क्षारीय ऑक्साइड है Cl_2O_7 में Cl व Oxygen की विद्युत क्षमता में अन्तर 2.3 से कम होने के कारण Cl_2O_7 अम्लीय ऑक्साइड है।

31. क्षारीय धातु द्विधनावेशित आयन क्यों नही बनाते है

उत्तर- क्षारीय धातुओं के प्रथम व द्वितीय आयनन ऐन्थैल्पी में अन्तर 16ev से अधिक है अत: इतनी अधिक ऊर्जा प्राय: अभिक्रिया में उपलब्ध नहीं होती है ये M^{+1} मोनो धनायन ही बनाती है।

32. उत्कृष्ट गैसे की आयनन ऐन्थैल्पी उच्च होती है कारण सहित स्पष्ट कीजिए।

उत्तर- उत्कृष्ट गैस में पूर्ण भरे बाह्यतम कक्षाऐं उपस्थित होते है जो अत्यधिक स्थायी होते है अत: इनके आयनन ऐन्थैल्पी के मान उच्च होते है।

33. नाइट्रोजन की आयनन ऐन्थैल्पी Oxygen से अधिक है क्यों

उत्तर- N_7 $(1s^2 2s^2 2p^3)$ O_8 $(1s^2 2s^2 2p^4)$

N में अर्द्धपूर्ण भरे p कक्षक उपस्थित है जो कि अधिक स्थायी है अत: अधिक स्थामी व्यवस्था होने के कारण N की आयनन ऐन्थैल्पी का मान O से अधिक है।

अन्य महत्त्वपूर्ण प्रश्न-उत्तर

प्र.1. आवर्त सारणी में संगठन का मूल विषय क्या है ?

उत्तर- आवर्त सारणी में संगठन का मूल विषय समान लक्षणों (भौतिक और रासायनिक) वाले तत्वों को एक साथ समूहित करना है ताकि इन लक्षणों का पालन करना काफी आसान हो जाए। चूँकि ये मुख्यतया तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों के संयोजी कोश पर निर्भर करते हैं इसलिए किसी समूह में स्थित तत्व अपने परमाणुओं के **समान संयोजी कोश विन्यास** रखते हैं।

प्र.2. मेन्डीलीफ ने आवर्त सारणी में तत्वों को वर्गीकृत करने के लिए किस महत्वपूर्ण गुण का उपयोग क्रिया तथा क्या उसने इसका समर्थन दिया ?

उत्तर- मेन्डीलीफ द्वारा प्रयुक्त गुण मेन्डीलीफ का आवर्त नियम कहलाता है। इस नियम के अनुसार,

तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण इनकी द्रव्यमान संख्याओं के आवर्ती फलन होते हैं।

वर्गीकरण का यह आधार दोषपूर्ण पाया गया। मेन्डीलीफ और अन्य सह वैज्ञानिकों ने इस गुण को अस्वीकार कर दिया तथा तत्वों के वर्गीकरण के आधार के रूप में **परमाणु क्रमांक** को अपना लिया।

प्र.3. मेन्डीलीफ के आवर्त नियम और आधुनिक आवर्त नियम के मध्य मूल अन्तर क्या है ?

उत्तर- मेन्डीलीफ के आवर्त नियम के अनुसार *तत्वों का भार* आवर्तिता का आधार है। दूसरी ओर, आधुनिक आवर्त नियम के अनुसार तत्वों का *परमाणु क्रमांक* आवर्तिता का आधार है।

प्र.4. क्वाण्टम संख्याओं के आधार पर प्रमाणित कीजिए कि आवर्त सारणी के छठे आवर्त में 32 तत्व होने चाहिए।

उत्तर- छठा आवर्त छठवें कोश के अनुरूप होता है। इस कोश में उपस्थित कक्षक 6s, 4f, 5p और 6d होते हैं।

इलेक्ट्रॉन्स की अधिकतम संख्या जो इन उपकोशों में उपस्थित हो सकती है, 2 + 14 + 6 + 10 = 32 है। चूँकि किसी आवर्त में तत्वों की संख्या कोशों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन्स की संख्या के अनुरूप होती है अत: छठे आवर्त में अधिकतम 32 तत्व हो सकते हैं।

प्र.5. आवर्त और वर्ग के पदों में आप Z = 14 वाले तत्व को कहां स्थापित करोगे ?

उत्तर- Z = 14 वाले तत्व का हम पहले इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखेंगे

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$$

अत: तत्व Si सिलिकॉन है यह आवर्त सारणी के तीसरे आवर्त का व 14 वर्ग का सदस्य है।

प्र.6. आवर्त सारणी के तीसरे आवर्त और सत्रहवें वर्ग में उपस्थित तत्व का परमाणु क्रमांक लिखिए।

उत्तर- तत्त्व क्लोरीन (Cl) है जिसका परमाणु क्रमांक (Z) = 17 होता है।

प्र.7. आप कौन-से तत्वों को सोचते हो जिनके नाम निम्न के द्वारा दिए गए हैं-

(i) लॉरेन्स बर्कली प्रयोगशाला

(ii) सीबोंग समूह द्वारा।

उत्तर- (i) परमाणु क्रमांक (Z) = 103 युक्त लॉरेन्सियम (Lr)

(ii) परमाणु क्रमांक (Z) = 106 युक्त सीबोर्गियम (Sg)

प्र.8. किसी वर्ग में तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण एकसमान क्यों होते हैं ?

उत्तर- किसी वर्ग में तत्व अपने परमाणुओं के समान संयोजी कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास रखते हैं। हालांकि ये परमाण्वीय आकारों में भिन्न होते हैं जो बढ़ने के लिए प्रवृत्त होते हैं। अत: किसी वर्ग में तत्वों के रासायनिक गुण समान होते हैं जबकि इनके भौतिक लक्षण बहुत कम परिवर्तन दर्शाते हैं।

प्र.9. परमाण्वीय त्रिज्या और आयनिक त्रिज्या से वास्तव में आप क्या समझते हो ?

उत्तर- उत्तर हेतु पाठ्य भाग देखें।

प्र.10. परमाण्वीय त्रिज्याएँ किसी आवर्त और वर्ग में कैसे परिवर्तित होती हैं ? आप इस परिवर्तन को कैसे समझाओंगे ?

उत्तर- किसी वर्ग में परमाणु त्रिज्याएं नीचे की ओर बढ़ती है। ऐसा इलेक्ट्रॉन कोशों की संख्या वृद्धि और आवरणी प्रभाव के परिमाण में वृद्धि के कारण होता है। आवर्त में यह प्रक्रिया उल्टी होती है। परमाणु त्रिज्याएं बाएं से दाहिनी ओर घटती हैं क्योंकि इलेक्ट्रॉन्स समान कोश में भरे जाते हैं प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण बाह्यतम e^- पर आकर्षण बढ़ता है।

प्र.11. समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज से आप क्या समझते हो ? उस स्पीशीज का नाम लिखिए जो निम्नलिखित परमाणुओं या आयनों के साथ समइलेक्ट्रॉनिक होगा-

(i) F^- (ii) Ar (iii) Mg^{2+} (iv) Rb^+

उत्तर- समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज वे स्पीशीज (परमाणु/आयन) होती हैं जिनमें इलेक्ट्रॉन्स की संख्या समान होती है (आइसो-समान, इलेक्ट्रॉनिक = इलेक्ट्रॉन)। समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज निम्नलिखित हैं-

(i) F^- आयन Na^+ के साथ

(ii) Ar परमाणु K^+ के साथ

(iii) Mg^{2+} आयन Na^+ के साथ

(iv) Rb^+ आयन Sr^{2+} के साथ।

प्र.12. निम्नलिखित स्पीशीज पर विचार कीजिए-

N^{3-}, O^{2-}, F^{-1}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}

(a) इनमें उभयनिष्ठ क्या है ?

(b) इनको बढ़ती हुई त्रिज्याओं के क्रम में व्यवस्थित कीजिए।

उत्तर- (a) ये सभी समइलेक्ट्रॉनिक प्रकृति वाले हैं तथा प्रत्येक में 10 इलेक्ट्रॉन्स होते हैं।

(b) परमाणु त्रिज्याओं का बढ़ता हुआ क्रम है-

$Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^{1-} < O^{2-} < N^{3-}$

प्र.3. समझाइए, धनायन अपने जनक परमाणुओं से छोटी त्रिज्याएं होती हैं तथा ऋणायन इनसे बड़ी त्रिज्याएँ होती हैं।

उत्तर- धनायन जनक परमाणुओं से इलेक्ट्रॉन की कमी द्वारा बनते हैं। अत: इनकी त्रिज्याएं जनक तत्वों से छोटी होती हैं। दूसरी ओर, ऋणायन तब बनते हैं जब जनक परमाणु एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन को ग्रहण कर लेते हैं। अत: इनकी त्रिज्या जनक परमाणुओं से बड़ी होती है।

प्र.14. आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी को परिभाषित करते हुए विलगित गैसीय परमाणु और आद्यतम अवस्था-पदों का अर्थ समझाइए।

उत्तर- **(a) विलगित गैसीय परमाणु का शाब्दिक अर्थ**— जब कोई परमाणु गैसीय अवस्था में विलगित हो जाता है तो इसकी इलेक्ट्रॉन मुक्त करने की प्रवृत्ति ओर इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति दोनों प्रकृतियों में असीमित है। इसका तात्पर्य है कि आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी के मान अन्य परमाणुओं की उपस्थिति द्वारा प्रभावित नहीं होते हैं। जब परमाणु द्रव्य या ठोस अवस्था में हो तो इनको व्यक्त करना सम्भव नहीं है।

(b) आद्यतम अवस्था का अर्थ—आद्यतम अवस्था से तात्पर्य है कि कोई विशेष परमाणु और इससे सम्बन्धित इलेक्ट्रॉन्स न्यूनतम ऊर्जा अवस्था में होते हैं। यह परमाणु की सामान्य ऊर्जा को प्रदर्शित करता है। आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी दोनों को प्राय: परमाणु की मात्र आद्यतम अवस्था के सापेक्ष व्यक्त किया जाता है।

प्र.15. हाइड्रोजन परमाणु की आद्यतम अवस्था में किसी इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा -2.18×10^{-18} J है। हाइड्रोजन परमाणु की आयनन एन्थैल्पी ($J\ mol^{-1}$ के पदों में) ज्ञात कीजिए।

उत्तर- आयनन एन्थैल्पी 1 मोल परमाणुओं के लिये होती है। अत: एक मोल परमाणुओं की आद्य अवस्था में ऊर्जा को निम्न प्रकार से व्यक्त किया जाता है-

$E_{(\text{आद्य अवस्था})} = (-2.18 \times 10^{-8}\ J) \times (6.022 \times 10^{23})$

$= -1.312 \times 10^6 J$

आयनन एन्थैल्पी $= E_\infty - E_{\text{आद्य अवस्था}} = 0-(-1.312 \times 10^6 J)$

$= 1.312 \times 10^6$

प्र.16. द्वितीय आवर्त के तत्वों के मध्य वास्तविक आयनन एन्थैल्पी निम्न क्रम में है ?

Li < B < Be < C < O < N < F < Ne

समझाइए क्यों-

(i) Be में B की अपेक्षा अधिक $\Delta_i H_1$ होता है।

(ii) O में N और F की अपेक्षा कम $\Delta_i H_1$ होता है।

उत्तर- उत्तर हेतु पाठ्य भाग देखें।

प्र.17. आप इस तथ्य की व्याख्या किस प्रकार करेंगे कि Na तत्व की प्रथम आयनन एन्थैल्पी Mg की प्रथम आयनन एन्थैल्पी से कम है, लेकिन Na की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी Mg से अधिक है।

उत्तर-

Na	Mg
p = 11	p = 12
e^- = 11	e^- = 12

Na का आकार, Mg से बड़ा है व Na में प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान Mg से कम है अत: Na में उपस्थित बाह्यतम e को निकालने के लिये कम ऊर्जा की आवश्यकता होगी, अत: Na की प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान Mg से कम है।

Na^+	Mg^+
p = 11	p = 12
e^- = 10	e^- = 11
2. 8	2. 8. 1

Na^+ में पूर्ण भरे p [p^6] कक्षकों के अधिकतम स्थायी होने के कारण Na^+ में से एक और e^- निकालना कठिन होगा अत: Na की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी Mg से अधिक है।

प्र.18. विभिन्न कारण क्या है जिनके कारण तत्वों के मुख्य वर्ग की एन्थैल्पी वर्ग में नीचे की ओर घटती जाती है ?

उत्तर- परमाणु आकार व आवरणी प्रभाव।

प्र.19. वर्ग 13 के तत्वों के प्रथम आयनन एन्थैल्पी मान ($kJ\ mol^{-1}$) निम्न हैं-

B	Al	Ga	In	Tl
801	**544**	**579**	**558**	**589**

सामान्य से इस विचलन की प्रवृत्ति की व्याख्या को कैसे समाओगे ?

उत्तर- B से Al तक $\Delta_i H_1$ मान में कमी की Al परमाणु के बड़े आकार के कारण काफी अपेक्षा की जाती है। परन्तु तत्व Ga, 3d उपकोश में दस 3d इलेक्ट्रॉन उपस्थित रखता है जो इसकी इतनी अधिक रक्षा नहीं करते हैं जितनी कि s और p इलेक्ट्रॉन्स द्वारा की जाती है अत: $\Delta_i H_1$ मान में वृद्धि के परिणामस्वरूप प्रभावी नाभिकीय आवेश को परिमाण में वृद्धि की उपेक्षा की जाती है। यही व्याख्या In से Tl की ओर गति करने में प्रदान की जा सकती है। Tl में बहु दुर्बल

आवरणी प्रभाव युक्त चौदह 4f इलेक्ट्रॉन्स होते हैं। यह स्फीत $\Delta_i H_1$ मान के परिणामस्वरूप प्रभावी नाभिकीय आवेश में अप्रत्याशित वृद्धि के कारण भी होता है।

प्र.20. निम्नलिखित में से तत्वों के किस युग्म में अधिक ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी होगी?

(i) O या F **(ii) F या Cl**

उत्तर- **(i) O या F**— F की ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी F(Δ_{eg} H = –328 kJ mol^{-1}), O(Δ_{eg} H = – 141 kJ mol^{-1}) से अधिक होती है। यह F परमाणु के छोटे आकार के कारण होता है और इसमें ऑक्सीजन (दो इलेक्ट्रॉन आवश्यक होते हैं) की अपेक्षा उत्कृष्ट गैस विन्यास (मात्र एक इलेक्ट्रॉन आवश्यक होता है) रखने की अत्यधिक प्रवृत्ति होती है।

(ii) F या Cl → Cl की ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी (Δ_{eg} = H = –349 kJ mol^{-1}), F(Δ_{eg} H = – 328 kJ mol^{-1}) की अपेक्षा अधिक होती है। वास्तव में F परमाणु का आकार (परमाणु त्रिज्या = 72pm) Cl परमाणु (परमाणु त्रिज्या = 99 pm) की अपेक्षा काफी छोटा होता है। ऐसा F की स्थिति में नाभिक के चारों ओर छोटे स्थान में बहुत ज्यादा इलेक्ट्रॉन्स होने के कारण होता है तथा बाहरी इलेक्ट्रॉन के लिए आकर्षण Cl की अपेक्षा कम होता है। Cl का परमाणु आकार अत्यधिक होता है तथा इलेक्ट्रॉन्स की बहुलता कम होती है।

प्र.21. क्या आप O की द्वितीय इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी पहले की अपेक्षा धनात्मक, अधिक ऋणात्मक या कम ऋणात्मक होने की आशा करेंगे? अपने उत्तर को प्रमाणित कीजिए।

उत्तर- ऑक्सीजन की द्वितीय इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी धनात्मक (Δ_{eg} H = 780 kJ mol^{-1}) होती है।

प्र.22. इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी और विद्युत ऋणात्मकता के मध्य मूल अन्तर क्या है?

उत्तर- उत्तर हेतु पाठ्य भाग देखें।

प्र.23. आप इस कथन के प्रति कैसी प्रतिक्रिया करोगे कि पाउलिंग पैमाने पर N की विद्युत ऋणात्मकता सभी नाइट्रोजन यौगिकों में 3.0 होती है।

उत्तर- पॉलिंग पैमाने पर नाइट्रोजन की विद्युत ऋणात्मकता (3.0) सूचित करती है कि यह पर्याप्त रूप से विद्युत ऋणात्मक है। यह आशा इसके बहुत छोटे आकार और उत्कृष्ट गैस का विन्यास प्राप्त करने के लिए मात्र तीन इलेक्ट्रॉन की आवश्यकता के कारण की जाती है। परन्तु यह कहना ठीक नहीं है कि सभी यौगिकों में नाइट्रोजन की विद्युत ऋणात्मकता 3 होती है। यह किसी विशेष यौगिक में इसकी संकरण अवस्था पर निर्भर करता है। ध्यान रखें कि s- लक्षण की प्रतिशतता जितनी अधिक हो, तत्व की विद्युत ऋणात्मकता उतनी ही अधिक होगी।

प्र.24. किसी परमाणु की त्रिज्या से सम्बन्धित सिद्धान्त बताइए जब यह:
(a) इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है (b) इलेक्ट्रॉन त्यागता है।

उत्तर- **(a) जब कोई परमाणु इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है**- यह ऋणायन में बदल जाता है ($M + e^- \rightarrow M^-$)। ऐसा करने से आकार में वृद्धि हो जाती है। वास्तव में परमाणु क्रमांक या नाभिकीय आवेश में कोई परिवर्तन नहीं होता है परन्तु इलेक्ट्रॉन्स में एक की वृद्धि हो जाती है। परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर कम आकर्षण अनुभव करते हैं तथा ऋणायनिक त्रिज्या या आकार बढ़ जाता है। उदाहरण के लिए F परमाणु की त्रिज्या (72 pm) F^- आयन (136 pm) की अपेक्षा कम होती है।

(b) जब कोई परमाणु इलेक्ट्रॉन त्यागता है— यह एक धनायन में बदल जाता है ($M \rightarrow M^+ + e^-$)। ऐसा करने में आकार घट जाता है। इस स्थिति में नाभिकीय आवेश समान रहता है परन्तु इलेक्ट्रॉन्स में एक की कमी हो जाती है। परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन्स नाभिक की ओर अधिक आकर्षण का अनुभव करते हैं तथा धनायनिक त्रिज्या घट जाती है। उदाहरण के लिए, Na परमाणु की त्रिज्या (157 pm) Na^+ आयन की अपेक्षा अधिक (95 pm) होती है।

प्र.25. धातु एवं अधातुओं के मध्य प्रमुख अन्तर क्या है?

उत्तर- जैसा कि नाम से ही पता चलता है कि धातु एवं अधातु एक-दूसरे से काफी भिन्न होती हैं। ये भौतिक एवं रासायनिक लक्षणों में भिन्न होती है।

भौतिक गुणों के आधारित विभेद-विभेद के प्रमुख बिन्दु निम्न प्रकार हैं-(अगले पृष्ठ पर देखें।)

प्र.26. क्या आप आशा करेंगे कि समान तत्त्व के दो समस्थानिकों की आयनन एन्थैल्पी समान अथवा भिन्न होगी? अपने उत्तर की पुष्टि कीजिए।

उत्तर- आयनन एन्थैल्पी नाभिकीय आवेश के परिमाण एवं तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से सम्बन्धित होती हैं। चूंकि किसी तत्व के समस्थानिकों में नाभिकीय आवेश एवं इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होते हैं, इसलिए इनकी आयनन एन्थैल्पीज समान होती है।

प्र.27. आवर्त सारणी का प्रयोग करके निम्नलिखित प्रश्नों का उत्तर दीजिए-

(a) बाह्य उप-कोश में पाँच इलेक्ट्रॉन वाले तत्व की पहचान कीजिए।

(b) उस तत्व को पहचानिए जो दो इलेक्ट्रॉन त्यागने के लिए प्रवृत्त होगा।

(c) उस तत्व को पहचानिए जो दो इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने के लिए प्रवृत्त होगा।

उत्तर- (a) नाइट्रोजन परिवार (वर्ग 15) से सम्बन्धित तत्व उदाहरण- नाइट्रोजन

(b) क्षारीय मृदा परिवार (वर्ग 12) से सम्बन्धित तत्व उदाहरण- मैग्नीशियम

(c) ऑक्सीजन परिवार (वर्ग 16) से सम्बन्धित तत्व उदाहरण- ऑक्सीजन

गुण	धातु	अधातु
1. भौतिक अवस्था	1. धातुएं कमरे के ताप पर ठोस होती हैं। (**अपवाद**-पारा कमरे के ताप पर द्रव होता है।)	1. अधातुएं द्रव्य की सभी तीनों अवस्थाओं में पाई जाती है।
2. चमक	2. धातुओं में चमकती हुई सतहें होती हैं।	2. ये सामान्यतया चमक रहित होती हैं। (**अपवाद**- आयोडीन के क्रिस्टलों में चमक पाई जाती है।)
3. चालकता	3. धातुएं ऊष्मा और विद्युत की सुचालक होती है।	3. अधातुएं ऊष्मा और विद्युत की कुचालक होती हैं। (**अपवाद**-ग्रेफाइट विद्युत का सुचालक है)
4. कठोरता	4. धातुएं प्रमुखतः बहुत कठोर होती है। (**अपवाद**-क्षारीय धातुएँ जैसे Na और K काफी मृदु हैं)	4. अधातुएँ सामान्यतः मृदु होती है। (अपवाद-हीरा अत्यधिक कठोर पदार्थ है)
5. आघातवर्धनीयता एवं तन्यता	5. धातुएं आघातवर्धनीय एवं तन्य होती है।	5. अधातुएँ आघातवर्धनीय एवं तन्य नहीं होती हैं। ये भंगुर होती हैं।
6.गलनांक और क्वथनांक	6. धातु के गलनांक एवं क्वथनांक उच्च होते हैं।	6. अधातुओं के गलनांक एवं क्वथनांक कम होते हैं।
7. अपररूपता	7. धातुएं प्रमुखतया अपररूपों में नहीं पाई जाती है।	7. कई अधातुएँ अपररूपों में पाई जाती है।
8. मिश्रधाओं का निर्माण	8. धातुएँ मिश्रधातु एवं अम्लगम (पारा युक्त) बनाती है।	8. अधातुएँ मिश्रधातु नहीं बनाती हैं। (**अपवाद**-कार्बन, लोहे के साथ मिश्रित होकर इस्पात बनाती हैं)

रासायनिक गुणों पर आधारित विभेद-विभेद के प्रमुख बिन्दु निम्न प्रकार हैं-

गुण	धातु	अधातु
1. ऑक्साइडों की प्रकृति	1. धातुओं के ऑक्साइड प्राय क्षारीय प्रकृति के होते हैं। (**अपवाद**-ZnO और Al_2O_3 उभयधर्मी ऑक्साइड हैं।)	1. अधातुओं के ऑक्साइड अधिकतर अम्लीय प्रकृति के होते हैं। (**अपवाद**-CO और N_2O उदासीन ऑक्साइड हैं।)
2. विद्युत रासायनिक व्यवहार	2. धातुएँ सामान्यतः इलेक्ट्रॉन्स की कमी द्वारा धनायन बनाती हैं। इसका तात्पर्य है कि ये विद्युत धनात्मक प्रकृति के होते हैं।	2. अधातुएँ सामान्यतया इलेक्ट्रॉन्स ग्रहण करके ऋणायन बनाती हैं। इसका तात्पर्य है कि ये विद्युत ऋणात्मक प्रकृति की होती है।
3. तनु अम्लों से क्रिया	3. क्रियाशील धातुएं तनु HCl और तनु H_2SO_4 से क्रिया करने पर हाइड्रोजन निकालती है।	3. अधातुएँ तनु अम्लों से क्रिया नहीं करती हैं।
4. यौगिकों की प्रकृति	4. धातुओं के यौगिक अधिकतर आयनिक प्रकृति के होते हैं।	4. अधातुओं के यौगिक सहसंयोजी होते हैं यद्यपि इनमें बहुत से अपवाद होते हैं।
5. ऑक्सीकारक एवं अपचायक प्रकृति	5. धातुएं अपचायक होती है क्योंकि इनके परामणु इलेक्ट्रॉन्स को त्याग देते हैं। उदाहरण के लिए, $Na \rightarrow Na^+ + e^-$	5. अधातुएँ ऑक्सीकारक होती है क्योंकि इनके परमाणु इलेक्ट्रॉन ग्रहण करते हैं। $Cl^- + e^- \rightarrow Cl^-$

प्र.28. वर्ग 1 के तत्वों के मध्य क्रियाशीलता का बढ़ता हुआ क्रम Li < Na < K < Rb < Cs है जबकि वर्ग 17 के तत्वों के मध्य यह F > Cl > Br > I है। समझाइए।

उत्तर- वर्ग 1 के तत्वों (क्षारीय धातुओं) में धातुओं की क्रियाशीलता मुख्यतया इनके परमाणुओं के इलेक्ट्रॉन मुक्त करने की प्रवृत्ति के कारण होती है जो आयनन एन्थैल्पी से सम्बन्धित होती है। चूँकि आयनन एन्थैल्पी वर्ग में नीचे की ओर घटती है, इसलिए क्षारीय धातुओं की क्रियाशीलता बढ़ जाती है।

वर्ग 17 के तत्वों (हैलोजन) में क्रियाशीलता परिवार के सदस्यों की इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति के कारण होती है। यह विद्युत ऋणात्मकता और इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी से सम्बन्धित होती है। चूँकि ये दोनों वर्ग में नीचे जाने पर घट जाती हैं, अतः क्रियाशीलता घट जाती है।

प्र.29. s, p, d और f- ब्लॉक तत्वों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए।

उत्तर- s- ब्लॉक तत्त्व : ns^{1-2} (n, 2 से 7 तक बदलता है)

p- ब्लॉक तत्व ns^2np^{1-6} (n, 2 से 7 तक परिवर्तित होता है)

d- ब्लॉक तत्व $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$ (n, 4 से 7 तक परिवर्तित होता है)

f- ब्लॉक तत्त्व $(n-2)\ f^{1-14}\ (n-1)\ d^{0-1}\ ns^2$ (n का मान 6 या 7 हो सकता है)

प्र.30. आवर्त सारणी में निम्न बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास वाले तत्वों की स्थिति निर्दिष्ट कीजिए-

(i) n = 3 के लिए ns^2np^4 (ii) n = 4 के लिए $(n-1)d^2ns^2$

(iii) n = 6 के लिए $(n-2)\ f^7\ (n-1)d^1\ ns^2$

उत्तर- (i) तत्व तीसरे आवर्त (n = 3) में उपस्थित है तथा वर्ग 16 (10 + 2 + 4= 16) से सम्बन्धित होता है।

यह तत्त्व सल्फर है $[1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4]$

(ii) तत्त्व चौथे आवर्त (n = 4) में उपस्थित है और वर्ग 4(2 + 2 = 4) से सम्बन्ध रखता है।

यह तत्त्व टाइटेनियम $[Ar]\ 3d^2\ 4s^2$

(iii) तत्त्व छठे आवर्त (n = 6) में उपस्थित है तथा वर्ग 3 से सम्बन्धित है।

यह तत्त्व गेडोलिनियम है। $[Xe]\ 4f^7 5d^1 6s^2$

प्र.31. कुछ तत्त्वों की प्रथम ($\Delta_i H_1$) और द्वितीय ($\Delta_i H_1$) आयनन एन्थैल्पी ($kJ\ mol^{-1}$) और ($\Delta_{eg}H$) इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी ($kJ\ mol^{-1}$) में नीचे दी गई हैं-

तत्त्व	($\Delta_i H_1$)	($\Delta_i H_2$)	$\Delta_{eg}H$
I	520	7300	−60
II	419	3051	−48
III	1681	3374	−328
IV	1008	1846	−295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	−40

उपरोक्त तत्वों में कौन-सा निम्न के अनुसार है ?

(a) **न्यूनतम क्रियाशील तत्त्व**

(b) **अत्यधिक क्रियाशील धातु**

(c) **अत्यधिक क्रियाशील अधातु**

(d) **न्यूनतम क्रियाशील अधातु**

(e) **वह धातु जो सूत्र MX_2 (X = हैलोजन) का स्थाई द्विक हैलाइड बना सकता है।**

(f) **वह धातु जो सूत्र MX (X = हैलोजन) का प्रबल रूप से स्थाई सहसंयोजी हैलाइड बना सकता है।**

उत्तर- तत्वों की प्रकृति और क्रियाशीलता का निर्देशन आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पीज द्वारा किया जाता है। उपलब्ध आँकड़ों के आधार पर

(a) **न्यूनतम क्रियाशील तत्व V हैं—** इसमें $\Delta_i H$ बहुत उच्च होती है और Δ_{eg} + 48 $kJ\ mol^{-1}$ है जो इंगित करता है कि यह एक उत्कृष्ट गैस तत्व है। Δ_{eg} H का मान हीलियम (He) का सुझाव देता है।

(b) **अत्यधिक क्रियाशील धातु II है-** इसमें $\Delta_i H$ बहुत कम होता है और इसका ऋणात्मक Δ_{eg} मान भी काफी कम ($-48\ kJ\ mol^{-1}$) होता है। ये मान क्षारीय धातु पोटाशियम (K) के संगत होता है।

(c) **अत्यधिक क्रियाशील अधातु III है-** चूँकि इस तत्व में बहुत उच्च आयनन एन्थैल्पीज ($\Delta_i H_1$ एवं $\Delta_i H_2$) और बहुत उच्च ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी पाई जाती है। इसलिए इसे अत्यधिक क्रियाशील अधातु माना जाता है। ये मान अधातु फ्लोरीन (F) के अनुरूप होते हैं।

(d) **न्यूनतम क्रियाशील अधातु IV है-** यह लक्षण $\Delta_i H_1$ और $\Delta_i H_2$ के मंदित मानों द्वारा व्यक्त किया जाता है। इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी का मान सूचित करता है कि तत्व आयोडीन (I) है।

(e) **स्थाई द्विक हैलाइड (MX_2) बनाने वाली धातु VI है-**सूत्र MX_2 सूचित करता है कि धातु क्षारीय मृदा (वर्ग 2) के परिवार से सम्बन्धित होती है। $\Delta_i H_1$ और $\Delta_i H_2$ मान बताते हैं कि यह Mg है (हालांकि Δ_{eg} H इससे सहमत नहीं होता है) यौगिक $MgCl_2$ है।

(f) वह धातु जो सूत्र MX (हैलोजन) का महत्वपूर्ण स्थाई सहसंयोजी हैलाइड बनासकती है, I है- धातु एक संयोजी प्रकृति की है और आँकड़े बताते हैं कि यह लीथियम (Li) है। यौगिक LiX है।

प्र.32. स्थाई द्विक यौगिकों के सूत्र बताइए जो निम्नलिखित तत्वों के युग्मों के संयोग द्वारा बनाए जाएंगे-

(a) लीथियम और ऑक्सीजन (b) मैग्नीशियम और नाइट्रोजन

(c) ऐलुमिनियम और आयोडीन (d) सिलिकॉन और ऑक्सीजन

(e) फॉस्फोरस और फ्लोरीन (f) 71 वाँ तत्व और फ्लोरीन।

उत्तर- (a) Li_2O (लीथियम ऑक्साइड)

(b) Mg_3N_2 (मैग्नीशियम नाइट्राइड)

(c) AlI_3 (ऐलुमिनियम आयोडाइड)

(d) SiO_2 (सिलिकॉन डाइऑक्साइड)

(e) PF_5 (फॉस्फोरस पेन्टाफ्लोराइड)

(f) LuF_2 (ल्युटिशियम फ्लोराइड)

प्र.33. आधुनिक आवर्त सारणी में आवर्त किसका मान सूचित करता है?

(a) परमाणु क्रमांक (b) परमाणु भार

(c) मुख्य क्वाण्टम संख्या (d) द्विगंशी क्वान्टम संख्या।

उत्तर- (c) सही उत्तर है।

प्र.34. आधुनिक आवर्त सारणी से सम्बन्धित निम्न में से कौन-सा कथन असत्य है?

(a) p- ब्लॉक में 6 स्तम्भ हैं क्योंकि अधिकतम 6 इलेक्ट्रॉन p-कोश में सभी कक्षकों को ग्रहण कर सकते हैं।

(b) d- ब्लॉक में 8 कॉलम होते हैं क्योंकि अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉन d-उपकोश को ग्रहण कर सकते हैं।

(c) प्रत्येक ब्लॉक में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या के बराबर कॉलम होते हैं जो उस उपकोश में सभी कक्षकों को ग्रहण कर सकते हैं।

(d) ब्लॉक अन्तिम उपकोश के लिए द्विगंशी क्वान्टम संख्या (l) को सूचित करता है। यह उपकोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास बनाने के लिए इलेक्ट्रॉन्स ग्रहण कर लेता है।

उत्तर- (b) असत्य कथन है क्योंकि d- ब्लॉक में 10 कॉलम होते हैं और 10 इलेक्ट्रॉन d- उपकोश में सभी कक्षकों को ग्रहण कर सकते हैं।

प्र.35. संयोजी इलेक्ट्रॉन्स पर प्रभाव डालने वाली कोई भी चीज तत्व की रसायन को प्रभावित करेगी। निम्नलिखित में से कौन-सा कारक संयोजी कोष को प्रभावित नहीं करता ?

(a) संयोजी मुख्य क्वान्टम संख्या (n)
(b) नाभिकीय आवेश (Z)
(c) नाभिकीय द्रव्यमान
(d) क्रोड इलेक्ट्रॉन्स की संख्या।

उत्तर- (c) नाभिकीय द्रव्यमान संयोजी इलेक्ट्रॉन्स को प्रभावित नहीं करता है।

प्र.36. समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज F^-, Ne और Na^+ का आकार किसके द्वारा प्रभावित किया जाता है:

(a) नाभिकीय आवेश (Z)
(b) संयोजी मुख्य क्वाण्टम संख्या (n)
(c) बाह्य कक्षकों में इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन अन्त: आकर्षण
(d) कोई भी कारक नहीं क्योंकि इनका आकार समान होता है।

उत्तर- (a) इन समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज के आकार को नाभिकीय आवेश (Z) द्वारा प्रभावित किया जाता है।

प्र.37. निम्नलिखित में से कौन-सा कथन आयनन एन्थैल्पी के सम्बन्ध में असत्य है ?

(a) आयनन एन्थैल्पी प्रत्येक क्रमागत इलेक्ट्रॉन को बढ़ती है।
(b) आयनन एन्थैल्पी में अत्यधिक वृद्धि क्रोड उत्कृष्ट गैस विन्यास से इलेक्ट्रॉन के लोप पर अनुभव किया जाता है।
(c) संयोजी इलेक्ट्रॉन्स की समाप्ति को आयनन एन्थैल्पी में बड़े उछाल द्वारा अंकित किया जाता है।
(d) n का अधिक कम मान वहन करने वाले कक्षकों से इलेक्ट्रॉन का लोप n के उच्च मान वाले कक्षकों से अधिक आसान होता है।

उत्तर- (d) असत्य कथन है।

प्र.38. तत्व B, Al, Mg और K का विचार करते हुए, इनके धात्विक लक्षण का सही क्रम है-

(a) B > Al > Mg > K (b) Al > Mg > B > K
(c) Mg > Al > K > B (d) K > Mg > Al > B

उत्तर- (d) सही क्रम है।

प्र.39. तत्व B, C, N, F और Si का विचार करके बताओ कि इनके अधात्वीय लक्षण का सही क्रम है:

(a) B > C > Si > N > F (b) Si > C > B > N > F
(c) F > N > C > B > Si (d) F > N > C > Si > B

उत्तर- (c) सही क्रम है।

प्र.40. तत्व F, Cl, O और N का विचार करके बताओ कि ऑक्सीकारक गुण के पदों में इनकी रासायनिक क्रियाशीलता का सही क्रम है:

(a) F > Cl > O > N (b) F > O > Cl > N
(c) Cl > F > O > N (d) O > F > N > Cl

उत्तर- (b) बढ़ती हुई ऑक्सीकारक क्षमता का सही क्रम है।