

# आवर्त सारणी तथा आवर्तिता

आधुनिक आवर्त सारणी का विकास :

(aa) डोबरीनर का त्रिक नियम :

इन्होंने समान गुणों वाले तत्वों को तीन तत्वों वाले वर्ग में व्यवस्थित किया जिसे त्रिक कहा गया, जिसमें की मध्य वाले तत्व का परमाणु द्रव्यमान अन्य दो तत्वों के परमाणु द्रव्यमानों का समान्तर माध्य अथवा तीनों तत्वों का लगभग समान परमाणु द्रव्यमान होता है।

Li	Na	K	
7	23	39	$7 + 39/2 = 23$
Fe	Co	Ni	
55.85	58.93	58.71	लगभग समान परमाणु द्रव्यमान

यह कुछ तत्वों के लिए ही सीमित है। अतः इस अमान्य कर दिया गया है।

(b) न्यूलैण्ड का अष्टक नियम:

इन्होंने सर्वप्रथम तत्वों के रासायनिक गुणों को परमाणु द्रव्यमान से संबन्धित किया था। इनके अनुसार यदि तत्वों को उनके परमाणु द्रव्यमानों के बढ़ते हुए क्रम में इस प्रकार व्यवस्थित किया जाए कि आठवें तत्व के गुण पहले तत्व के गुणों के समान हैं।

तत्वों की यह व्यवस्था न्यूलैण्ड का अष्टक नियम कहलाती है।

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

यह वर्गीकरण हल्के तत्वों के लिए लागू होता है लेकिन यह भारी तत्वों के लिए लागू नहीं होता है अर्थात् अमान्य है।

(c) लोथर मेयर वर्गीकरण :

इन्होंने तत्वों का परमाणु आयतन इनके परमाण्वीय द्रव्यमान में ठोस अवस्था के घनत्व से भाग देकर ज्ञात किया इन्होंने परमाणु द्रव्यमान तथा इनके आपेक्षिक परमाणु आयतन के मध्य विभिन्न तत्वों के लिए ग्राफ आरेखित किया। जिससे निम्न निष्कर्ष प्राप्त हुए।

- तत्व जिनके गुण समान होते हैं वक्र में समान स्थिति को ग्रहण करते हैं।
- क्षारीय धातुएँ जिनका परमाण्वीय आयतन अधिक होता है। यह वक्र के शीर्ष पर स्थित है।
- सक्रमण तत्व वक्र के गर्त में स्थित है।
- हैलोजन वक्र में आरोही भाग पर उत्कृष्ट गैसों से पहले स्थित है।
  - क्षारीय मृदा धातुएँ वक्र में अवरोही भाग पर मध्य बिन्दुओं पर स्थित है।

उपरोक्त प्रेक्षणों के आधार पर इन्होंने यह निष्कर्ष निकाला कि तत्वों का परमाणु आयतन (एक भौतिक गुण) इनके परमाणु द्रव्यमानों का आवर्ती फलन है।

इसे अमान्य कर दिया गया क्योंकि इसकी प्रायोगिक उपयोगिता नहीं है।

(d) मैण्डलीफ आवर्त सारणी:

मैण्डलीफ आवर्त नियम: इनके अनुसार तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण इनके परमाणु द्रव्यमानों के आवर्ती फलन होते हैं। इन्होंने ज्ञात तत्वों को परमाणु द्रव्यमान के बढ़ते हुए क्रम में इस प्रकार व्यवस्थित किया कि समान गुणों वाले तत्व समान उर्ध्वाधर कॉलम में स्थित हैं। तथा जहाँ आवर्तक था वहाँ स्थित स्थान छोड़ा गया, इस सारणी को नौ उर्ध्वाधर कॉलम में बाँटा गया जिन्हें वर्ग कहा गया तथा सात क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त कहा गया।

आवर्त	तत्वों की संख्या	आवर्त का नाम
(1) <sup>st</sup> n = 1	2	अति लघु आवर्त
(2) <sup>nd</sup> n = 2	8	लघु आवर्त
(3) <sup>rd</sup> n = 3	8	लघु आवर्त
(4) <sup>th</sup> n = 4	18	दीर्घ आवर्त
(5) <sup>th</sup> n = 5	18	दीर्घ आवर्त
(6) <sup>th</sup> n = 6	32	अतिदीर्घ आवर्त
(7) <sup>th</sup> n = 7	19	अपूर्ण आवर्त

वर्गों का क्रमांकन I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII और शून्य वर्ग के रूप में किया गया है।

मैण्डलीफ की आवर्त सारणी के गुण:

- इसने तत्वों और इनके यौगिकों का अध्ययन सरल तथा सुनियोजित किया।
- इनकी आवर्त सारणी में दिए गए रिक्त स्थानों के आधार पर नए तत्वों को खोजने में इसने सहायता की। मैण्डलीफ ने अज्ञात तत्वों के गुणों को समान वर्ग में उपस्थित अन्य तत्वों के ज्ञात गुणों से दिया। गैलियम तथा जर्मनियम को एका एल्युमिनियम

और एका सिलिकॉन नाम दिया गया (मैडप्लीफ के समय नहीं खोजे गए थे) इन तत्वों के लिए गुणों को मैडप्लीफ द्वारा दिया गया और प्रायोगिक रूप से पाया गया कि वे लगभग समान थे।

गुण	एका-एल्युमिनियम (ज्ञात किया गया)	गैलियम (पाया गया)	एका-सिलिकॉन (ज्ञात किया गया)	जर्मेनियम (पाया गया)
परमाण्वीय द्रव्यमान	68	70	72	72.6
घनत्व / (g/cm <sup>3</sup> )	5.9	5.94	5.5	5.36
ग्लनांक बिन्दु (K)	De	30.2	mPp	1231
ऑक्साइड का सूत्र	E <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	EO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
क्लोराईड का सूत्र	ECl <sub>3</sub>	GaCl <sub>3</sub>	ECl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>

- तत्वों के परमाणु द्रव्यमानों को सही किया गया, का परमाणु द्रव्यमान जो कि इसकी संयोजकता 3 मानकर गणना द्वारा  $3 \times 4.5 = 13.5$  ज्ञात किया गया था सही गणना इसकी संयोजकता 2 मानकर ( $2 \times 4.5 = 9$ ) की गई।

**मैडप्लीफ की आवर्त सारणी के दोष :**

- हाइड्रोजन की स्थिति अनिश्चित थी। इसे IA और VIIA वर्गों में रखा गया क्यों कि यह दानों वर्गों से समानता प्रदर्शित करता है।
- समस्थानिकों को पृथक स्थान नहीं दिया गया।
- लैन्थेनाइड्स और एक्टिनाइड्स की आवर्त सारणी में असामान्य स्थिति है।
- आवर्त सारणी में तत्वों को परमाणु द्रव्यमानों के बढ़ते हुए क्रम के अनुसरण में पूर्णतः व्यवस्थित नहीं किया गया उदाहरण के लिए Ar (परमाणु भार 39.94) को K(39.08) से पहले रखा गया है। Te (127.6) को Ks (126.9) से पहले रखा गया है।
- समान तत्वों को विभिन्न वर्गों (CuIB और Hg IIB) में रखा गया और असमान गुणों वाले तत्वों को समान वर्गों (क्षारीय धातुएँ IA और मुद्रा धातुएँ IB) में रखा गया है।
- यह आवर्तित के कारणों की व्याख्या नहीं कर सका।

**(e) आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप या मोजले की आवर्त सारणी :**

मोजले ने एक अध्ययन से (1909) पता लगाया कि इलेक्ट्रॉनों के प्रबल बीम (Beam) की बौछार धातु पर करने पर X-किरण की आवृत्ति उत्पन्न होती है। इन्होंने पाया कि किरण की आवृत्ति का वर्ग मूल ( $\sqrt{\nu}$ ) धातु के प्रभावी नाभिकीय आवेश के (Z) के समानुपाती होता है। अतः यह धातु परमाणु के परमाणु क्रमांक पर निर्भर करता है न कि परमाणु भार पर (धातु परमाणु का नाभिकीय आवेश, परमाणु क्रमांक के बराबर होता है।) अतः ( $\sqrt{\nu} = a(z - b)$ ) (भौतिकी में यह आधुनिक भौतिकी में पढ़ाया जाएगा।)

यहाँ 'a' समानुपाती स्थिरांक है और 'b', X-किरणों की श्रेणी में दी गई सभी रेखाओं के लिए नियतांक है तब इन्होंने यह निष्कर्ष निकाला कि परमाणु द्रव्यमान की तुलना में किसी तत्व का परमाणु क्रमांक उस तत्व के गुणों को दर्शाने में अधिक मूल गुण है। इन्होंने बताया कि परमाणु भार के स्थान पर परमाणु क्रमांक (Z) को तत्वों के वर्गीकरण का आधार होना चाहिये।

**आधुनिक आवर्त नियम (मोजले का आवर्त नियम) :**

तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं यदि परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में तत्वों को व्यवस्थित करे तो कुछ (निश्चित) अन्तराल के बाद समान गुण वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होती है।

**आवर्तता :** जब तत्वों को परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित करते हैं तो निश्चित अन्तराल के बाद तत्वों के गुणों की पुनरावृत्ति हाती है। जिसे आवर्तता कहते हैं।

**आवर्तता का कारण:**

निश्चित अन्तराल के बाद समान संयोजकता कोण वाले इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के दोहराये जाने के कारण तत्वों के गुणों की आवर्त पुनरावृत्ति होती है। उदाहरण के लिए सभी क्षारीय धातुओं का समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^1$  होता है। इसलिए इनके गुण भी समान होते हैं। आवर्त सारणी का दीर्घ रूप वर्नर, बोहर और बरी (Werner, Bohr and Bury) के सहयोग से बना।

इस सारणी को बोहर सारणी भी कहते हैं। चूँकि यह बोहर की सारणी के अनुसार तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर तत्वा को 4 भागों में व्यवस्थित करती है।

आधुनिक आवर्त सारणी कैतिज पंक्तियाँ (आवर्त) व उर्ध्वाधर कॉलम (वर्गों) को रखती है।

**आवर्त:** इसमें सात आवर्त हैं। जिनका क्रमांकन 1, 2, 3, 4, 5, 6 और 7 है।

- प्रत्येक आवर्त समान संयोजकता कोण वाले तत्वों की श्रेणी रखता है।
- प्रत्येक आवर्त उसके संयोजकता कोण में उपस्थित निश्चित मुख्य क्वाण्टम संख्या के समान है। प्रत्येक आवर्त एक क्षारीय धातुओं से प्रारंभ होता है जिनका बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^1$  है।
- प्रत्येक आवर्त एक क्षारीय धातुओं से प्रारंभ होता है। जिनका बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^2, np^6$  है। He अपवाद है। जिसका बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $1s^2$  होता है।
- प्रत्येक आवर्त का प्रारंभ नये ऊर्जा स्तरों के भरने के साथ होता है।

- प्रत्येक आवर्त में तत्वों की संख्या भरे जाने वाले ऊर्जा स्तरों में उपलब्ध परमाण्वीय कक्षकों की संख्या से दुगुनी होती है।
- पहला आवर्त सबसे छोटा आवर्त है जिसमें केवल 2 तत्व हैं। इसमें इलेक्ट्रॉन का भरना प्रथम ऊर्जा स्तर में होता है। जिसके लिए  $n = 1, l = 0, 1, 2$  और  $m = 0$  है। केवल एक कक्षक (1s) उपलब्ध होता है इसलिए इसमें केवल 2 ही तत्व पाये जाते हैं।
- तीसरा आवर्त लघु आवर्त होता है। जिसमें केवल 8 तत्व होते हैं। इसमें इलेक्ट्रॉन का भरना तृतीय ऊर्जा स्तर में होता है। जिसके लिए

$$n = 3, l = 0, 1, 2 \text{ और } m = 0, 3, 5$$

$$\text{कक्षकों की संख्या} \quad 1 \quad 3 \quad 5$$

$$(3s) (3p) (3d)$$

कुल कक्षकों की संख्या 9 है।

3d कक्षकों की ऊर्जा 4s कक्षक की ऊर्जा से ज्यादा होती है। इसमें 4 कक्षकों (एक 3s और तीन 3p कक्षक) का संबंध  $n = 3$  से होने के कारण 4s कक्षक में भरने से (अगला ऊर्जा स्तर) पहले भरे जाते हैं। इसीलिए तीसरे आवर्त में 8 तत्व होते हैं। न कि 18 तत्व।

वर्ग : इसमें 18 वर्ग हैं। जिनका क्रमांकन 1, 2, 3, 4, 5, .....13, 14, 15, 16, 17, 18 होता है।

एक ही वर्ग में उपस्थित तत्वों की श्रेणी में संयोजकता को का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होता है।

s-Block Elements										p-Block Elements																																																																																																																
Transition Metals (d-Block Elements)										Inner - Transition Metals (f-Block elements)																																																																																																																
1 IA 1 H 1.007	2 IIA 3 Li 6.941	4 Be 9.012	5 VB 11 Na 22.98	6 VIB 12 Mg 24.30	7 VIIB 19 K 39.08	8 VIIIB 20 Ca 40.078	9 VIIIB 21 Sc 44.959	10 VIIIB 22 Ti 47.88	11 VIIIB 23 V 50.9415	12 VIIIB 24 Cr 51.996	13 IIIA 5 B 10.811	14 IVA 6 C 12.011	15 VA 7 N 14.006	16 VIA 8 O 15.999	17 VIIA 9 F 18.998	18 VIIIA 2 He 4.002	13 IIIA 13 Al 26.981	14 IVA 14 Si 28.085	15 VA 15 P 30.973	16 VIA 16 S 32.006	17 VIIA 17 Cl 35.452	18 VIIIA 18 Ar 39.948	19 IIA 19 Ne 20.179	20 IIA 20 Ca 40.078	21 IIIB 21 Sc 44.959	22 IIIB 22 Ti 47.88	23 IIIB 23 V 50.9415	24 IIIB 24 Cr 51.996	25 IIIB 25 Mn 54.938	26 IIIB 26 Fe 55.84	27 IIIB 27 Co 58.933	28 IIIB 28 Ni 58.693	29 IIIB 29 Cu 63.546	30 IIIB 30 Zn 65.39	31 IIIB 31 Ga 69.723	32 IIIB 32 Ge 72.61	33 IIIB 33 As 74.921	34 IIIB 34 Se 78.96	35 IIIB 35 Br 79.904	36 IIIB 36 Kr 83.80	37 IIIB 37 Rb 85.46	38 IIIB 38 Sr 87.62	39 IIIB 39 Y 88.905	40 IIIB 40 Zr 91.224	41 IIIB 41 Nb 92.906	42 IIIB 42 Mo 95.94	43 IIIB 43 Tc 98	44 IIIB 44 Ru 101.07	45 IIIB 45 Rh 102.905	46 IIIB 46 Pd 106.42	47 IIIB 47 Ag 107.868	48 IIIB 48 Cd 112.411	49 IIIB 49 In 114.82	50 IIIB 50 Sn 118.710	51 IIIB 51 Sb 121.757	52 IIIB 52 Te 127.60	53 IIIB 53 I 126.904	54 IIIB 54 Xe 131.29	55 IIIB 55 Cs 132.90	56 IIIB 56 Ba 137.27	57 IIIB 57 La* 138.905	58 IIIB 58 Ce 140.115	59 IIIB 59 Pr 140.907	60 IIIB 60 Nd 144.24	61 IIIB 61 Pm 145	62 IIIB 62 Sm 150.36	63 IIIB 63 Eu 151.965	64 IIIB 64 Gd 157.25	65 IIIB 65 Tb 158.925	66 IIIB 66 Dy 162.50	67 IIIB 67 Ho 164.930	68 IIIB 68 Er 167.26	69 IIIB 69 Tm 168.934	70 IIIB 70 Yb 173.04	71 IIIB 71 Lu 174.967	72 IIIB 72 Hf 178.49	73 IIIB 73 Ta 180.947	74 IIIB 74 W 183.85	75 IIIB 75 Re 186.207	76 IIIB 76 Os 190.2	77 IIIB 77 Ir 192.22	78 IIIB 78 Pt 195.08	79 IIIB 79 Au 196.966	80 IIIB 80 Hg 200.59	81 IIIB 81 Tl 204.383	82 IIIB 82 Pb 207.2	83 IIIB 83 Bi 207.980	84 IIIB 84 Po 209	85 IIIB 85 At 210	86 IIIB 86 Rn 222	87 IIIB 87 Fr 223	88 IIIB 88 Ra 226	89 IIIB 89 Ac** 227	90 IIIB 90 Th 232.038	91 IIIB 91 Pa 231	92 IIIB 92 U 238.028	93 IIIB 93 Np 237	94 IIIB 94 Pu 244	95 IIIB 95 Am 243	96 IIIB 96 Cm 247	97 IIIB 97 Bk 247	98 IIIB 98 Cf 251	99 IIIB 99 Es 252	100 IIIB 100 Fm 257	101 IIIB 101 Md 258	102 IIIB 102 No 259	103 IIIB 103 Lr 260	104 IIIB 104 Rf 261.11	105 IIIB 105 Ha 262.114	106 IIIB 106 Sg 263.118	107 IIIB 107 Bh 262.12	108 IIIB 108 Hs 265	109 IIIB 109 Mt 266	110 IIIB 110 Uun 269	111 IIIB 111 Uuq	112 IIIB 112 Uuq	113 IIIB 113 Uuq	114 IIIB 114 Uuq	115 IIIB 115 Uuq	116 IIIB 116 Uuq	117 IIIB 117 Uuq	118 IIIB 118 Uuq

## तत्वों का वर्गीकरण:

यह कक्षकों के प्रकार पर आधारित हैं जो कि ग्रहण किए जाने वाले इलेक्ट्रॉन (अर्थात अन्तिम इलेक्ट्रॉन) से विभेदित होते हैं।

### (a) s- ब्लॉक तत्व:

जब को का पूरा भरा हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम को का कक्षकों में जाये तो इस श्रेणी के तत्वों को ब्लॉक तत्व कहते हैं

- s- ब्लॉक में वर्ग 1 व 2 के तत्वों को सम्मिलित किया गया है।
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास सक्रिय गैस  $ns^{1-2}$  होता है।
- ब्लॉक तत्व आवर्त सारणी के बाँये (left) भाग में पाये जाते हैं
- इस ब्लॉक में धातुएँ भी शामिल हैं।

### (b) p- ब्लॉक तत्व :

Tc (n-1) को का पूरा भरा हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम को का कक्षकों में जाये तो इस श्रेणी के तत्वों को ब्लॉक तत्व कहते हैं।

- p- ब्लॉक में वर्ग 13 से 18 तक के तत्वों को सम्मिलित किया गया है।
- सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (सक्रिय गैस)  $ns^2 np^{1-5}$  होता है।
- ब्लॉक के तत्व आवर्त सारणी में दाई (Right) ओर स्थित हैं।
- इस ब्लॉक में कुछ धातुएँ तथा सभी अधातुएँ और उपधातुओं को सम्मिलित किया गया है।
- s- ब्लॉक और p-ब्लॉक के तत्वों को संयुक्त रूप से सामान्य या प्रतिनिधी तत्व (Representative element) कहते हैं।

### (c) d-ब्लॉक तत्व:

जब बाह्यतम कोश (n<sup>th</sup>) और उपान्त्य कोश (penultimate) (n-1) अपूर्ण भरे हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन (n-1)d कक्षकों (अर्थात् उपान्त्य कोश के d-कक्षक) में जाता है। तब इस श्रेणी के तत्व d- ब्लॉक के तत्व कहलाते हैं

- इसमें वर्ग 3 से 12 तक के तत्वों का सम्मिलित किया गया है।
- सामान्यतः इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (अक्रिय गैस) (n-1)d<sup>1-10</sup> होता है।
- सभी संक्रमण तत्व धातुएँ हैं और इनमें से अधिकांश रंगीन संकुल और आयन बनाते हैं।
- d- ब्लॉक तत्वों को चार श्रेणियों में बांटा गया है।

श्रेणी	तत्व	(n-1)d इलेक्ट्रॉन भरना
3d	<sup>21</sup> Sc— <sup>30</sup> Zn	3d
4d	<sup>39</sup> Y- <sup>48</sup> Cd	4d
5d	<sup>57</sup> La, <sup>72</sup> Hf— <sup>80</sup> Hg	5d
6d	<sup>89</sup> Ac, <sup>104</sup> Rf— <sup>112</sup> Uub	6d (अपूर्ण श्रेणियाँ)

- वे तत्व जिनमें उदासीन अवस्था या किसी स्थायी ऑक्सीकरण अवस्था में d-कक्षक आंशिक भरा होता है। संक्रमण तत्व कहलाते हैं।

### (d) f- ब्लॉक तत्व:

जब n, (n-1) और (n-2) कोश अपूर्ण भरे हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन अन्तः उपान्त्य (antepenultimate) f-कक्षक में जाता है। अर्थात् (n-2)<sup>th</sup> कोश में इस श्रेणी के तत्वों को f ब्लॉक के तत्व कहते हैं। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (n-1)f<sup>1-14</sup> (n-1)d<sup>0,1</sup> ns<sup>2</sup> होता है।

- सभी f-ब्लॉक तत्व तीसरे वर्ग से संबंधित हैं।
- ये सभी धातुएँ हैं।
- प्रत्येक श्रेणी में तत्वों के गुण बिल्कुल समान होते हैं।
- वे तत्व जो यूरेनियम के बाद आते हैं। परा यूरेनियम तत्व कहलाते हैं।
- ये अन्तः संक्रमण तत्व भी कहलाते हैं। इनके 3 बाह्यतम अपूर्ण कोश होते हैं और ये दुर्लभ मृदा तत्वों से संबंधित हैं। क्योंकि प्रारम्भिक दिनों में इनके ऑक्साइड कम मिलते थे।

f-ब्लॉक के तत्वों को 2 श्रेणी में बाटा गया है।

1. प्रथम अन्तःसंक्रमण या 4 f-श्रेणी में <sup>58</sup>Ce से <sup>71</sup>Lu तक 14 तत्व हैं। इसमें इलेक्ट्रॉन 4f उपकोश में भरा जाता है।
2. द्वितीय अन्तः संक्रमण या 5f-श्रेणी में <sup>90</sup>Th से <sup>103</sup>Lr तक 14 तत्व हैं। इसमें इलेक्ट्रॉन 4f उपकोश में भरा जाता है।
- आवर्त सारणी के आवच्छनीय विस्तार को रोकने के लिए लैन्थेनाइड और एक्टिनाइड को आवर्त सारणी के नीचे रखा गया है।

## 100 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों का नामकरण:

IUPAC के अनुसार 100 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों को तीन अंग्रेजी वर्णमाला के शब्दों के चिन्हों द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।

- ये चिन्ह 0 से 9 तक की संख्या के प्रथम अक्षर आधारित हैं। इन नम्बरों का नाम ग्रीक और लैटिन भाषा के व्युत्पन्न से बनता है।
- कई अंकों के परमाणु क्रमांक के लिए लैटिन शब्दों को क्रम के साथ में लिखते हैं। जो परमाणु क्रमांक का बनता है। और अनुलग्न (Suffix) ईयम को अन्त में जोड़कर लिखते हैं। और bi व tri की स्थिति में एक के हटा देते हैं। तत्वों के IUPAC नामकरण के लिए चिन्हीत करना

संख्या	नाम	संकेत
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

तत्वों को नामकरण

परमाणु क्रमांक	नाम	चिन्ह	अधिकारिक IUPAC नाम	IUPAC चिन्ह
104	Unnhtquadium	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	Ununium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Ununium	Uuu	*	*
112	Ununbium	Uub	*	*
113	Ununtrium	Uut	+	*
114	Ununquadium	Uuq	*	
115	Ununpentium	Uup	+	
116	Ununhexium	Uuh	+	
117	Ununseptium	Uus	+	
118	Ununoctium	Uuo	+	

★ Official IUPAC name yet to be announced + Elements yet to be discovered

★★ IUPAC recommended this nomenclature to be followed until their names are officially recognised.

आवर्त, वर्ग और ब्लॉक का निर्धारण :

- एक तत्व का आवर्त इसके संयोजकता को<sup>n</sup> की मुख्य क्वांटम संख्या के समान होता है।
- एक तत्व का ब्लॉक, उपको<sup>n</sup> के प्रकार के समान होता है। जो कि अन्तिम इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है।
- संयोजकता को<sup>n</sup> या उपान्तयको<sup>n</sup> में इलेक्ट्रॉनों की संख्या से वर्ग का निर्धारण किया जाता है। जो कि निम्न है।

(a) s-ब्लॉक के तत्वों के लिये

वर्ग संख्या = संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या

(b) p-ब्लॉक के तत्वों के लिये

वर्ग संख्या = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या

(c) d-ब्लॉक के लिये

वर्ग संख्या  $k = (n-1)d$  उपको<sup>n</sup> में इलेक्ट्रॉनों की संख्या + संयोजकता को<sup>n</sup> में इलेक्ट्रॉन की संख्या।

धातुएँ तथा अधातुएँ :

- धातुओं की लाक्षणिक प्रकृति यह है कि तुरन्त इलेक्ट्रॉन देती है। तथा चमक प्रदर्शित करती है। सभी ज्ञात तत्वों में से 78% से अधिक धातुएँ हैं। तथा यह आवर्त सारणी की बायी ओर स्थित हैं धातुएँ सामान्यतः कमरे के ताप पर ठोस (अपवाद मर्करी (द्रव)) है। इनका गलनांक तथा क्वथनांक उच्च होता है। तथा यह ऊष्मा तथा विद्युत की अच्छी चालक होती है। धातुओं के ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते हैं। (कुछ धातुएँ जिनकी उच्च ऑक्सीकरण अवस्था होती है। अम्लीय ऑक्साइड बनाती है। उदाहरण  $CrO_3$ )
- अधातुएँ इलेक्ट्रॉन नहीं त्यागती हैं। लेकिन यह इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके संगत ऋणायन बनाती है। अधातुएँ आवर्त सारणी में दायी ओर ऊपर की तरफ स्थित हैं। अधातुएँ कमरे के ताप पर निम्न गलनांक तथा क्वथनांक बिन्दु के साथ सामान्यतः ठोस या गैसीय अवस्था में पायी जाती हैं। यह ऊष्मा तथा विद्युत की कम चालक होती है। अधातुओं के ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।

उपधातु (अर्द्धधातुएँ) :

- आवर्त सारणी से यह अधिक स्पष्ट है कि एक आवर्त में दायी ओर जाने पर अधात्विक गुणों में वृद्धि होती है। यह पाया गया है। कि कुछ तत्व धात्विक तथा अधात्विक तत्वों की सीमा पर पाये जाते हैं। तथा इनके गुण धातु तथा अधातु दोनों के समान होते हैं। यह तत्व अर्द्धधातु या उपधातु कहलाते हैं।
- उपधातुओं में B, Si, Ge, As, Sb तथा Te आते हैं।
- उपधातुओं के ऑक्साइडों के गुण सामान्यतः उभयधर्मी प्रकृति के होते हैं।

प्रारूपी तत्व:

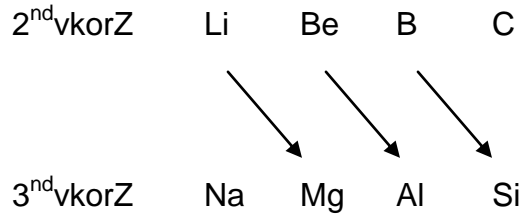
- तीसरी आवर्त के तत्वों को प्रारूपी तत्व कहते इनमें Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl आते हैं।
- एक निश्चित वर्ग के सभी तत्वों के गुण उस वर्ग के प्रारूपी तत्व के समान होते हैं। उदाहरण के लिए क्षार धातुओं

(IA) के सामान्य गुण Na के गुणों से निर्धारित किए तत्व जा सकते हैं। Li से नहीं जो कि इस वर्ग का प्रथम सदस्य है।

- द्वितीय आवर्त के तत्वों के गुणों में इनके संबंधित वर्ग से कई भिन्नता होती है। क्योंकि इनका परमाणु आकार छोटा और रिक्त d-कक्षक अनुपस्थित होता है।

### विकर्ण संबंध:

द्वितीय आवर्त के निम्नतम वर्गों के कुछ तत्वों में तृतीय आवर्त के अगले वर्ग के साथ गुणों में अधिक समानता होती है। अर्थात् द्वितीय और तृतीय आवर्त के तत्वों के गुणों में विकर्ण संबंध होता है। ये परिघटना विकर्ण संबंध कहलाती है।



विकर्ण संबंध उत्पन्न होता है। क्योंकि

- आयनों और परमाणु का समान आकार  
(Li = 1.23Å & Mg = 1.36Å; Li = 0.60Å & Mg<sup>2+</sup> = 0.65Å)
- समान धनविद्युतीय गुण
- समान ध्रुवण शक्ति (आवेशों का अनुपात)
- विद्युत ऋणता के मानों में समानता  
(Li = 1.0 & Mg = 1.2 ; Be = 1.5 & Al = 1.5)

### Li और Mg के मध्य गुणों में समानताएँ निम्न हैं।

- Li और Mg नाइट्रोजन से सीधे ही किया कर लीथियम नाइट्राइड (Li<sub>3</sub>N) और मैग्नीशियम नाइट्राइड (Mg<sub>3</sub>N<sub>2</sub>) बनाते हैं। जबकि IA वर्ग की अन्य क्षारीय धातुएँ नाइट्राइड नहीं बनाती हैं।
  - Li और Mg के फ्लोराइड, कार्बोनेट और फॉस्फेट जल में अविलेय हैं जबकि अन्य क्षारीय धातुओं के ये यौगिक विलेय हैं।
  - Li और Mg दोनों कठोर धातुएँ हैं। जबकि IA वर्ग की अन्य धातुएँ कोमल हैं।
  - LiOH और Mg दोनों दुर्बल क्षार हैं। जबकि IA वर्ग के अन्य हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षार हैं।
  - Li और Mg दोनों में ही धात्विक बन्ध अन्य क्षारीय धातुओं की तुलना में प्रबल है।
  - इनके क्वथनांक और गलनांक उच्च होते हैं।
  - LiNO<sub>2</sub> और Mg(NO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> के तापीय विघटन द्वारा क्रमशः Li<sub>2</sub>O और MgO प्राप्त होता है।
  - Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> और Mg CO<sub>3</sub> का तापीय स्थायित्व अन्य क्षारीय धातुओं की तुलना में बहुत कम है और ये आसानी से CO<sub>2</sub> गैस निकालते हैं।
- इसी प्रकार Be IIA वर्ग के दूसरे तत्वों की तुलना में IIIA वर्ग के Al से समानता प्रदर्शित करता है। जो कि निम्न है।
- ये दोनों तत्व बुनसेन बर्नर में रंग नहीं देते।
  - ये दोनों तुलनात्मक रूप से वायु में स्थायी हैं।
  - दोनों NH<sub>3</sub> में अविलेय हैं और नीले रंग का विलयन नहीं बनाते हैं।
  - इनमें परॉक्साइड व सुपरऑक्साइड बनाने की प्रवृत्ति नहीं होती है।
  - ऑक्सीकरण विभव के रूप में मानक इलेक्ट्रोड विभव का मान कम होने के कारण अपचायक क्षमता बहुत कम होती है।
  - Be और Al दोनों के ऑक्साइड तथा हाइड्रॉक्साइड उभयधर्मी प्रकृति के होते हैं।

### परमाणु गुणधर्म की आवर्तिता :

#### 1 प्रभावी नाभिकीय आवेश:

परमाणु के सबसे बाह्यतम संयोजकता इलेक्ट्रॉन व नाभिक के मध्य उपस्थित कोशों में निम्नतम संख्या में इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं। इन मध्यवर्ती (प्रतिलोमी) इलेक्ट्रॉन की उपस्थिति के कारण संयोजी इलेक्ट्रॉन, नाभिक में प्रोटोनों की संख्या के वास्तविक आकर्षण के अनुभव योग्य नहीं होते हैं। यह मध्यवर्ती इलेक्ट्रॉन संयोजी इलेक्ट्रॉन व नाभिक में प्रोटोन के मध्य अवरोध का काम करते हैं। इस तरह से परिक्षण (प्रतिलोमी) इलेक्ट्रॉन की उपस्थित नाभिक में प्रोटोन व संयोजी इलेक्ट्रॉन के मध्य स्थिर विद्युत आकर्षण को कम करती है। क्योंकि प्रतिलोमी इलेक्ट्रॉन संयोजी इलेक्ट्रॉन को प्रतिकर्षित करते हैं। प्रभावी नाभिकीय आवेश की धारणा परिक्षण प्रभाव को आवर्ती गुणों में शामिल करती है।

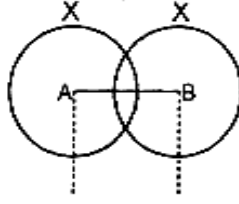
प्रभावी नाभिकीय आवेश (Z<sub>eff</sub>) संयोजी इलेक्ट्रॉन के द्वारा अनुभव किया गया आवेश है। प्रभावी नाभिकीय आवेश Z<sub>eff</sub> = Z - σ यहाँ Z वास्तविक नाभिकीय आवेश ( तत्व का परमाणु क्रमांक) σ परिक्षण ( स्क्रीनिंग) नियतांक होता है।

## (2) परमाणु त्रिज्या :

नाभिक से अधिक दूरी पर इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता कभी भी शून्य नहीं होती है। प्रायिकता सिद्धान्त के आधार पर एक परमाणु की निश्चित परिभाषित परिसीमा नहीं होती है। अर्थात् परमाण्वीय त्रिज्या वह प्रभावी आकार है। जो बधित अवस्था में एक परमाणु से दूसरे परमाणु की निकटतम दूरी दर्शाता है। परमाणु त्रिज्या के परम मान (निश्चित मान) का मूल्यांकन नहीं किया जा सकता है।

परमाण्वीय त्रिज्या हो सकती है। :

### (1) सहसंयोजक त्रिज्या :



$$\frac{1}{2} AB = r_{\text{सहसंयोजक}}$$

यह एकल सहसंयोजक बंध द्वारा बन्धित दो नाभिकों (समान परमाणुओं के) के केन्द्रों के मध्य की दूरी का आधा होती है।

- सहसंयोजक त्रिज्या सामान्यतः आधातुओं के लिए प्रयुक्त की जाती है।

### एकल बंध सहसंयोजी त्रिज्या SBCR (बंध लंबाई)

(a) सम द्विपरमाण्वीय अणु के लिए  $d_{A-A} = r_A + r_A$  or  $2r_A$

इसलिए

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

(b) विषम द्विपरमाण्वीय अणु के लिए जिसमें विद्युतऋणता लगभग समान होती है।

$$d_{A-B} = r_A + r_B$$

- विषम नाभिकीय द्विपरमाण्वीय अणु A-B के लिए जहाँ परमाणु A की विद्युतऋणता का मान परमाणु B से आपेक्षित रूप से ज्यादा है।

$$d_{A-B} = r_A + r_B - 9.0 \times 10^{-4}$$

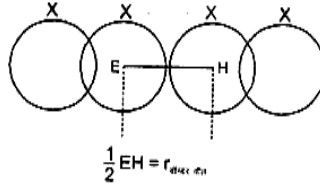
विद्युतऋणता का मान पॉलिंग पैमाने में दिया गया है। तथा त्रिज्या पीको मीटर में है।

$\Delta x = X_A - X_B$  जहाँ  $X_A$  तथा  $X_B$  उच्च विद्युतऋणात्मक तत्व A तथा कम विद्युतऋणात्मक तत्व B की विद्युतऋणात्मकताओं के मान हैं। यह सूत्र स्टीवेन तथा शूमाकर के द्वारा दिया गया है।

नोट : रूपान्तरित तथा आधिक सही सूत्र पोर्टफिल्ड द्वारा निम्न दिया गया।

$$d_{A-B} = r_A + r_B - 7.0 \times 10^{-4} \Delta x^2$$

### (2) वाण्डर वाल्स त्रिज्या (संघट्ट त्रिज्या) :



$$\frac{1}{2} EH = r_{\text{संघट्ट}}$$

यह पदार्थ की ठोस अवस्था में दो समीपस्थ संबंधित अणुओं में दो समीपस्थ परमाणुओं के मध्य अन्तर नाभिकीय दूरी का आधा होती है।

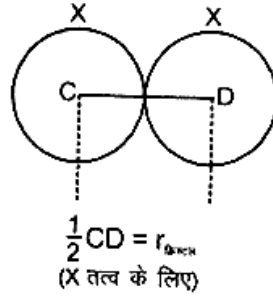
- वाण्डर वाल्स त्रिज्या धातुओं पर लागू नहीं की जाती है। जब तत्व ठोस अवस्था में होता है। तो इसका परिणाम परमाणुओं के संकुलन पर निर्भर करता है।

### सहसंयोजक त्रिज्या व वाण्डर वाल्स त्रिज्या की तुलना:

- वाण्डर वाल्स बल का आकर्षण कमजोर होता है। अर्थात् वाण्डर वाल्स बलों के द्वारा बंधे परमाणुओं की स्थिति में अन्तर नाभिकीय दूरी उनके सहसंयोजक बंधित परमाणुओं के बीच की तुलना में अधिक होती है। अर्थात् वाण्डर वाल्स त्रिज्या सहसंयोजक त्रिज्या की तुलना में हमेशा अधिक होती है।
- एक सहसंयोजक बंध, दो अर्ध भरे परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन द्वारा बनाता है। कक्षक का एक भाग बंध में उभयनिष्ठ होता है। अर्थात् सहसंयोजक त्रिज्या वाण्डर वाल्स त्रिज्या की तुलना में हमेशा कम होती है।

तत्व	H	O	F	S	Br
सहसंयोजक त्रिज्या (Å)	0.37	0.66	0.64	1.04	1.11
वाण्डर वाल्स त्रिज्या (Å)	1.20	1.40	1.35	1.85	1.95

(C) धात्विक त्रिज्या (क्रिस्टलीय त्रिज्या) :



यह धात्विक क्रिस्टल जालक में दो संयुग्मा धातु परमाणुओं के नाभिक के बीच की दूरी का आधा होती है। यह धात्विक क्रिस्टल जालक में दो संयुग्मी धातु परमाणुओं के नाभिक के बीच की दूरी का आधा होती है।

- एक तत्व की धात्विक त्रिज्या उसकी सहसंयोजक त्रिज्या की तुलना में हमेशा अधिक होती है। इस स्थिति के कारण धात्विक बंध (परमाणु का धनात्मक आवेश) व गतिमान इलेक्ट्रॉन के बीच विद्युत आकर्षण) सहसंयोजक बंध की तुलना में कमजोर होता है। इस प्रकार एक धात्विक क्रिस्टल में दो संयुग्मी परमाणुओं के मध्य अर्न्तनाभिकीय दूरी, सहसंयोजी बंधित परमाणुओं के बीच अर्न्तनाभिकीय दूरी की तुलना में ज्यादा होती है।

उदाहरण :	धात्विक त्रिज्या	सहसंयोजक त्रिज्या
K	231pm	203 pm
Na	186pm	154 pm

- $r_{\text{सहसंयोजक}} < r_{\text{क्रिस्टल}} < r_{\text{वाण्डरवाल्स}}$

आवर्त में परिवर्तन	वर्ग में परिवर्तन
एक आवर्त में बाएँ से दाएँ	एक वर्ग में ऊपर से नीचे
Z एक इकाई बढ़ता है	Z एक इकाई से अधिक बढ़ता है
$Z_{\text{eff}}$ भी बढ़ता है	$Z_{\text{eff}}$ सदैव नियत रहता है (आन्तरिक कक्षों के इलेक्ट्रॉन का परिरक्षण प्रभाव बढ़ने के कारण)
n स्थिर रहता है (कक्षों की संख्या)	n बढ़ता है (कक्षों की संख्या)
जिसके परिणामस्वरूप बढ़ने के द्वारा ये इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर आकर्षित होते हैं। $r_n = \frac{1}{Z^*}$ अतः एक आवर्त में बाएँ से दाएँ परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ परमाणु त्रिज्या घटती है।	यह प्रभाव परमाणु कक्षों की संख्या के साथ बढ़ता है तथा परिरक्षण प्रभाव भी बढ़ता है जिसके परिणामस्वरूप एक दिए गए वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर परमाणु का आकार बढ़ता है।

- एक आवर्त में उत्कृष्ट गैस (न्यून वर्ग) की परमाणु त्रिज्या अधिकतम है। क्योंकि इसकी वांडर वाल्स बल त्रिज्या प्रदीप्त की जाती है। जो कि सहसंयोजक त्रिज्या से सामान्यतः अधिक होती है। एक वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर उत्कृष्ट गैसों के लिए वांडर वाल्स त्रिज्या सदैव बढ़ती है।
- संक्रमण श्रेणियों में (उदा. प्रथम संक्रमण श्रेणी में) तत्वों की सहसंयोजक त्रिज्या बाएँ से दाएँ ओर घटती है। और अन्त के नजदीक आकार में हल्की सी बढ़ती है। बाएँ से दाएँ जाने पर नाभिक में अतिरिक्त प्रोटोन आते हैं। और अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन आते हैं। कक्षक इलेक्ट्रॉन नाभिकीय आवेश को अपूर्ण रूप से परिरक्षित करते हैं। अतः नाभिकीय आवेश सभी इलेक्ट्रॉनों को अधिक प्रबलता से आकर्षित करता है। अतः आकार में संकुचन होता है। Cr से Cu तक तत्वों की त्रिज्या एक दूसरे के अधिक प्रबलता से आकर्षित करता है। अतः आकार में संकुचन होता है। Cr से Cu तक तत्वों की त्रिज्या एक दूसरे के अधिक निकट होती है। क्योंकि अतिरिक्त d इलेक्ट्रॉनों के जोड़ने पर इलेक्ट्रॉन के मध्य प्रतिकर्षण होता है। बाह्यतम इलेक्ट्रॉन (4s) पर नाभिकीय आवेश में वृद्धि परस्पर सन्तुलित हो जाती है। जिसके परिणामस्वरूप Cr से Cu तक बढ़ने पर आकार में कोई परिवर्तन नहीं होता है।

तत्व	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
परमाणु त्रिज्या (Å)		1.44	1.32	1.22	1.18	1.17	1.17	1.16	1.15	1.17	1.25

- संक्रमण तत्वों के वर्ग में नीचे जाने पर लैन्थेनाइड संकुचन आकार में सामान्य वृद्धि को लगभग संतुलित कर देता है। इसी प्रकार f-क्षकों के दुर्बल परिरक्षण के कारण तथा की सहसंयोजक तथा आयनिक त्रिज्या लगभग समान होती है।

(iii) आयनिक त्रिज्या

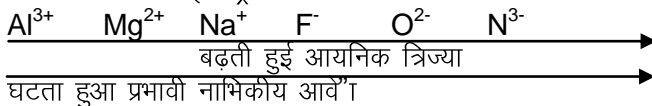
आयन के नाभिक के केन्द्र से वह प्रभावी दूरी है जहाँ से इनका आयनिक बंध में प्रभाव होता है। आयनिक त्रिज्या कहलाती है।

धनायन	ऋणायन
ये किसी तत्व के परमाणु के संयोजकता को $n$ से एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों के निष्कासन द्वारा बनते हैं। धनायन पैत्रिक परमाणु की तुलना में सदैव छोटा होता है। क्योंकि (i) इलेक्ट्रॉनों के निष्कासन द्वारा बाह्य को $n$ पूर्णतः लुप्त हो जाता है (ii) धनायन में नाभिक पर धन आवेश की संख्या कक्षकों के इलेक्ट्रॉन की संख्या की तुलना में अधिक होती है। इससे बचे हुए इलेक्ट्रॉनों को खींचने की शक्ति बढ़ती है। यही आयन के आकार में संकुचन का कारण है	ये किसी तत्व के परमाणु के संयोजकता को $n$ में एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों के ग्रहण द्वारा बनते हैं। ऋणायन पैत्रिक परमाणु की तुलना में बड़ा होता है। (i) उदासीन परमाणु में एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों के ग्रहण द्वारा ऋणायन बनता है। अर्थात् इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ती है किन्तु नाभिकीय आवेश का परिमाण समान होता है। (ii) इसका नाभिकीय आवेश प्रति इलेक्ट्रॉन कम होता है। व इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा कम डूबता से बंधते हैं। तथा बाह्यतम को $n$ में प्रसार होता है। इस प्रकार ऋणायन के आकार में वृद्धि होती है।

उदाहरण के लिए :	Na	Na <sup>+</sup>
इलेक्ट्रॉनों की संख्या :	11	10
प्रोट्रॉनों की संख्या :	11	11
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास :	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>

इलेक्ट्रॉनों की संख्या :	17	18
प्रोट्रॉनों की संख्या :	17	17
• आयनों का आकार बढ़ता है। यदि हम एक वर्ग में नीचे की तरफ जाते हैं। (आयनों को समान आवेश वाले मानत हुए )		
उदाहरण के लिए :	Li <sup>+</sup> < Na <sup>+</sup> < K <sup>+</sup> < Rb <sup>+</sup>	
	Be <sup>2+</sup> < Mg <sup>2+</sup> < Ca <sup>2+</sup> < Sr <sup>2+</sup>	
	F <sup>-</sup> < Cl <sup>-</sup> < Br <sup>-</sup> < I <sup>-</sup>	

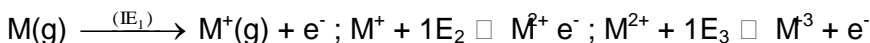
- d व f कक्षक नाभिकीय आवेश को बहुत प्रभावी रूप से परिरक्षित नहीं करते हैं। इसलिए वहाँ आयन के आकार में महत्वपूर्ण कमी होती है। d व f के ठीक बाद कक्षक पूर्णयता भरे होते हैं। इसे लैन्थेनाइड संकुचन कहते हैं। Zr व Hf की परमाण्वीय त्रिज्या लैन्थेनाइड संकुचन के कारण लगभग समान होती हैं।
- स्पी<sup>n</sup> गीज जिसमें इलेक्ट्रॉन की संख्या समान है। परन्तु उनके नाभिकीय आवेश के परिमाण अलग होते हैं। को समइलेक्ट्रॉनिक स्पी<sup>n</sup> गीज कहते हैं। उदाहरण के लिए N<sup>3-</sup>, O<sup>2-</sup>, F<sup>-</sup>, Ne, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup> व Al<sup>3+</sup> सभी समइलेक्ट्रॉनिक स्पी<sup>n</sup> गीज हैं जिनमें समान संख्या में इलेक्ट्रॉन (10e<sup>-</sup>) है। परन्तु नाभिकीय आवेश कम  $n$ : +7, +8, +9, +10, +11, +12 व +13 अलग है। समइलेक्ट्रॉनिक स्पी<sup>n</sup> गीज की श्रेणी का नाभिकीय आवेश बढ़ता है। नाभिक द्वारा इलेक्ट्रॉन पर आकर्षण बल भी बढ़ता है। परिणामस्वरूप समइलेक्ट्रॉनिक स्पी<sup>n</sup> गीज की आयनिक त्रिज्या नाभिक आवेश के परिणाम में वृद्धि के साथ घटती है।



- पॉलिंग के अनुसार मूलानूपाती सूत्र : आयनिक त्रिज्या  $\propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$
- निम्नलिखित समइलेक्ट्रॉनिक श्रेणी के उदाहरण हैं।  
(i) S<sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup>, K<sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Sc<sup>3+</sup> (ii) SO<sub>2</sub>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, (iii) N<sub>2</sub>, CO, CN<sup>-</sup> (iv) NH<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

#### (iv) आयनन ऊर्जा

आयनन ऊर्जा (IE) कभी कभी इसको आयनन विभव (IP) भी कहते हैं। एक तत्व के लिए ऊर्जा की वह आवश्यक मात्रा है। जो उस तत्व के एक विलगित गैसीय परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन निकालकर धनायन बनाने के लिए आवश्यक होती है। आयनन विभव ऊर्जा कहलाती है।



IE<sub>2</sub> व IE<sub>3</sub> कम  $n$ : एक संयोजक व द्विसंयोजक धनायन से एक इलेक्ट्रॉन को निकालने की द्वितीय व तृतीय आयनन ऊर्जाएँ हैं। सामान्यतः (IE)<sub>1</sub> < (IE)<sub>2</sub> < (IE)<sub>3</sub>..... है। क्योंकि जैसे ही इलेक्ट्रॉन की संख्या कम होगी नाभिक व बचे हुए इलेक्ट्रॉन में मध्य आकर्षण अधिक होगा अतः आयनन ऊर्जा का मान I.E. (s) बढ़ेगा।

- आयनन ऊर्जा की इकाई किलो जूल मोल<sup>-1</sup>, किलो कैलोरी/मोल इलेक्ट्रॉन वोल्ट
- आयनन ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक  
(IE) का आवर्त तथा वर्ग में परिवर्तन नियमित या अनियमित होता है। जो निम्न द्वारा प्रभावित हो सकता है।

### (A) परमाणु का आकार:

आयनन ऊर्जा परमाणु आकार में वृद्धि के साथ घटती है। जैसे जैसे बाह्यतम इलेक्ट्रॉन व नाभिक के मध्य दूरी बढ़ती है। संयोजी कोण इलेक्ट्रॉन व नाभिक के मध्य आकर्षण बल में कमी आती है। परिणामस्वरूप बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को आसानी से कम ऊर्जा की सहायता से निष्कासित किया जा सकता है।

उदा. के लिए समूह (वर्ग) में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु आकार में वृद्धि के साथ आयनन ऊर्जा घटती है।

### (B) नाभिकीय आवेश

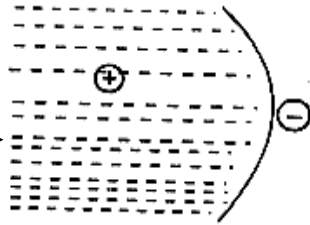
नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ आयनन ऊर्जा भी बढ़ती है। यह इस कारण निश्चित है कि नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ बाह्य कक्ष के इलेक्ट्रॉन को नाभिक द्वारा अच्छी तरह बाँध जाता है। व परमाणु से इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

उदाहरण के लिए आवर्त में बायीं से दायें जाने पर नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ आयनन ऊर्जा बढ़ती है।

### (C) परिरक्षण प्रभाव

आन्तरिक कोण के इलेक्ट्रॉन, बाह्यतम कोण के इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच परिरक्षण की तरह कार्य करते हैं। यह परिरक्षण प्रभाव कहलाता है। आन्तरिक कोण में इलेक्ट्रॉनों की संख्या जितनी अधिक होती है। उतान ही उसका परिरक्षण प्रभाव अधिक होता है तथा आकर्षण का बल कम होता है तथा इस प्रकार आयनन ऊर्जा घटती है।

यह इलेक्ट्रॉन बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को नाभिक से परिरक्षित करता है।



यह इलेक्ट्रॉन अन्दर की ओर नाभिक के धनावेश को पूर्णतः अनुभव नहीं करता है।

### (D) इलेक्ट्रॉन का भेदन प्रभाव:

आयनन ऊर्जा बढ़ती है। यदि इलेक्ट्रॉन का भेदन प्रभाव बढ़ता है।

यह सर्वविदित कारण है। कि s-कक्षक के इलेक्ट्रॉन की नाभिक के समीप पाये जाने की सम्भावना अधिक होती है। व समान ऊर्जा स्तर के p, d व f कक्षकों की स्थिति में यह सम्भावना घटती जाती है।

समान ऊर्जा स्तर में कक्षकों के भेदन प्रभाव के घटने का क्रम निम्न है।

$$s > p > d > f$$

अधिक भेदन प्रभाव वाले इलेक्ट्रॉन नाभिक से अधिक प्रबलता से अकर्षित होते हैं। इस प्रकार परमाणु की आयनन ऊर्जा भी अधिक होती है।

उदाहरण के लिए Al की आयनन ऊर्जा का मान Mg की आयनन ऊर्जा के मान से कम होता है। क्योंकि एल्युमिनियम में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन p कक्षक (कक्षक भेदन प्रभाव रखता है।) से निकाला जाता है। जबकि Mg में इसे समान ऊर्जा स्तर के d-कक्षक (उच्चतम भेदन प्रभाव रखता है।) से निकाला जाता है।

### (E) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास:

यदि एक परमाणु में अर्धभरे व पूर्णतया भरे हुए कक्षक हो तो इस तरह के विन्यास अतिरिक्त स्थायित्व रखते हैं। अतः इस प्रकार परमाणु में से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए संभावित मान से अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। उदा. के लिए

$$\text{Be } IE_1 > \text{B } IE_1$$



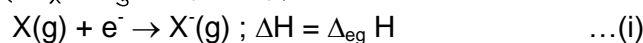
जबकि अक्रिय गैसे पूर्ण पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास रखती हैं वह अपने आवर्त में कमतः उच्च आयनन ऊर्जा रखती हैं।

- तत्वों के धात्विक व विद्युत धनात्मक लक्षण बढ़ते हैं। यदि आयनन ऊर्जा का मान घटता है।
- धातु की सापेक्षिक सक्रियता, आयन ऊर्जा में कमी के साथ बढ़ती है।
- तत्वों के अपचयन की क्षमता आयनन ऊर्जा में कमी के साथ बढ़ती है। (अपवाद Li, क्षारीय वर्ग में अधिकतम अपचयन क्षमता रखता है।)

### (V) इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऊष्मा (इलेक्ट्रॉन गेन एन्थैल्पी) (इलेक्ट्रॉन बंधुता):

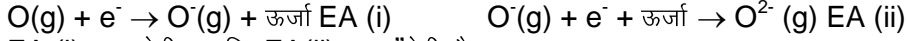
जब एक इलेक्ट्रॉन को उदासीन गैसीय परमाणु (X) में मिलाया जाता है। तो यह ऋणायन आयन में परिवर्तित हो जाता है। इस प्रक्रम में हुए ऊष्मा परिवर्तन को इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऊष्मा से परिभाषित करते हैं।

इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऊष्मा उस दक्षता का माप है। जिसके साथ एक परमाणु इलेक्ट्रॉन को जोड़कर ऋणायन बनाता है। ऊष्मा परिवर्तन का ऋणायन मान इलेक्ट्रॉन बंधुता कहलाता है।



समीकरण (i) के अनुसार जब परमाणु ऋणायन में परिवर्तित होता है। इलेक्ट्रॉन को, परमाणु में जोड़ने का प्रक्रम ऊष्माक्षेपी या ऊष्माक्षेपी हो सकता है। यह तत्व पर निर्भर करता है। जब एक इलेक्ट्रॉन के परमाणु से जोड़ा जाता है। तो ऊर्जा मुक्त होती

है। तब इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी ऋणात्मक होती है। व जब इलेक्ट्रान को परमाणु में जोड़ने के लिए ऊर्जा की आवश्यकता होती है तो इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी धनात्मक होती है।  
 ऋणायन में द्वितीय इलेक्ट्रान जोड़ने पर स्थिर वैद्युतिकी प्रतिकर्षण द्वारा इसका विरोध होता है। व दूसरे इलेक्ट्रान को जोड़ने के लिए ऊर्जा देनी पडती है।



EA (i) ऊष्माक्षेपी जबकि EA(ii) ऊष्माशोषी है।

- वर्ग 17 के तत्व (हेलोजन) बहुत अधिक ऋणात्मक इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी रखते हैं क्योंकि ये एक इलेक्ट्रान के ग्रहण के द्वारा उत्कृष्ट का स्थायी इलेक्ट्रानिक विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।
- नोबल गैस की अधिक धनात्मक इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी होती है। क्योंकि इलेक्ट्रान अगले उच्च ऊर्जा स्तर में बहुत अस्थायी इलेक्ट्रानिक विन्यास के साथ प्रवेश करता है।
- O O F की इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी S व Cl से कम होती हैं यह इस कारण होता है। कि जब एक इलेक्ट्रान को O या F में जोड़ा जाता है। तो जुड़ने वाला इलेक्ट्रान छोटे ऊर्जा स्तर  $n = 2$  में जाता है वहाँ यह अन्य इलेक्ट्रान से प्रतिकर्षण अनुभव करता है। S व Cl में इलेक्ट्रान बड़े ऊर्जा स्तर  $n = 3$  में जाता है। यहाँ तुलनात्मक रूप से अधिक स्थान हैं।  
जिससे इलेक्ट्रान – इलेक्ट्रान प्रतिकर्षण कम होता है।
- क्षारीय मृदा धातुओं की इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी बहुत कम या धनात्मक होती है। क्योंकि अतिरिक्त इलेक्ट्रान संयोजी को में जाता है। जिसमें पूर्ण भरे s-कक्षक उपस्थित होते हैं।
- आवर्त में बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक में इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है। क्योंकि एक आवर्त में बायें से दायें तरफ प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है परिणाम स्वरूप एक इलेक्ट्रान एक छोटे परमाणु आसानी से जुड़ जाते हैं। जैसे कि हम वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाते हैं। तो इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है। क्योंकि एक आवर्त में बायें से दायें तरफ प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है परिणाम स्वरूप एक इलेक्ट्रान एक छोटे परमाणु आसानी से जुड़ जाते हैं।
- जैसे कि हम वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाते हैं। तो इलेक्ट्रान गैर एन्थैल्पी कम ऋणात्मक होती है। क्योंकि परमाणु का आकार बढ़ता है जुड़ने वाले इलेक्ट्रान की नाभिक से दूरी अधिक होती है।

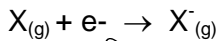
○ (i) इलेक्ट्रान बंधुता  $\propto \frac{1}{\text{परमाणु आकार}}$  (ii) इलेक्ट्रान बंधुत प्रभावी नाभिकीय आवेश ( $Z_{\text{eff}}$ )

(iii) इलेक्ट्रान बंधुता  $\propto \frac{1}{\text{स्क्रीनिंग प्रभाव}}$

(iv) अध भरे व पूर्णयता भरे हुए उपकोष के कक्षको का स्थायित्व तुलनात्मक अधिक होता है व जुड़े हुए अतिरिक्त इलेक्ट्रान का इस निकाय में जुड़ना कठिन है व इस कारण इलेक्ट्रान बंधुता का मान घटता है।

#### (vi) विद्युतऋणता :

किसी सहसंयोजक बंध से बंधित अणु में परमाणु द्वारा किसी तत्व के इलेक्ट्रान को अपनी तरफ खींचने की प्रवृत्ति विद्युतऋणता कहलाती है।



तत्व की विद्युतऋणता का परिणाम इसके आयनन विभव व उच्च इलेक्ट्रान बंधुता पर निर्भर करता है। उच्च आयनन विभव व इलेक्ट्रान बंधुता का मान उच्च विद्युतऋणता के मान को सूचित करता है।

- परमाणु आकार के बढ़ने के साथ, नाभिक व संयोजी कक्ष के मध्य दूरी बढ़ने के साथ नाभिक व संयोजी कक्ष के मध्य इलेक्ट्रान के मध्य आकर्षण बल कम होता है। और विद्युतऋणता का मान भी कम होता है।
- नाभिकीय आवेश के बढ़ने के साथ नाभिक व संयोजी कक्ष के इलेक्ट्रानों के बीच आकर्षण बल बढ़ेगा। इसलिए विद्युतऋणता का मान भी बढ़ेगा।
- उच्च ऑक्सीकरण अवस्था में, तत्व अधिकतम धनात्मक आवेश का परिणाम रखते हैं। इस तरह से तत्वों पर अधिक आवेश के कारण यह उच्च ध्रुवण क्षमता रखते हैं। इसी तरह से तत्वों की ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने से विद्युतऋणता भी बढ़ती है। धनायन पर आवेश  $\alpha$  परमाणु की विद्युतऋणता है।
- संकर कक्षको के बढ़ने पर s-लक्षण की विद्युतऋणता बढ़ती है।

संकर कक्षक	$sp^3$	$sp^2$	$sp$
s-लक्षण	25%	33%	50%

विद्युतऋणता बढ़ती है।

विद्युत ऋणता (EN) को समूह में परिवर्तन

विद्युत ऋणता (EN) को आवर्त में परिवर्तन

वर्ग में नीचे की तरफ जाने पर  $Z$  बढ़ता है। किन्तु  $Z_{\text{eff}}$  लगभग स्थिर होता है। कोषों की संख्या ( $n$ ) बढ़ने पर  $r_n$  (परमाण्वीय त्रिज्या) बढ़ेगी। जबकि (EN) विद्युत ऋणता वर्ग से नीचे जाने पर घटती है।

जबकि आवर्त में बायें से दायें  $Z$ ,  $Z_{\text{eff}}$  बढ़ता है।  $r_n$  घटता है। तथा विद्युत ऋणता (EN) एक आवर्त में एक सिरे दूसरे सिरे की ओर बढ़ती है।

यहाँ विद्युत ऋणता के मान को मापन करने का सीधा तरीका नहीं है फिर भी इसके मान को कुछ पैमाने से मापन करते हैं।

(a) **पॉलिंग पैमाना** : लिनस पॉलिंग ने एक विधि की खोज की जिसके अनुसार मुख्य तत्वों की आपेक्षित विद्युत ऋणता पॉलिंग की गणना से की जाती हैं।

$$\Delta = X_A - X_B = 0.208 \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \times E_{B-B}}}$$

$E_{AB}$  = बंध एन्थैल्पी / A - B बंध की ऊर्जा

$E_{A-A}$  = A - A बंध की ऊर्जा

$E_{B-B}$  = B - B बंध की ऊर्जा

सभी बंध ऊर्जाएँ (kcal/mol) में हैं।

$$\Delta = X_A - X_B = 0.1017 \sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \times E_{B-B}}}$$

सभी बंध ऊर्जाएँ KJ/mol में हैं।

(b) **मुलीकन पैमाने** :

मिलिकन ने विद्युतऋणता को किसी परमाणु के आयनन विभव तथा इलेक्ट्रान बंधुता के औसत मान के रूप में माना।

$$\text{विद्युत ऋणता} = \frac{\text{आयनन विभव} + \text{इलेक्ट्रान बंधुता}}{2}$$

यदि (EA) व (IE) दोनों eV ईकाई से ज्ञात करते हैं। तब पॉलिंग विद्युत ऋणता (EN)<sub>P</sub> मिलिकन विद्युत ऋणता से संबंधित है। यह पॉलिंग पैमाने से लगभग 2.8 गुना अधिक होता है।

(c) **एल्लेड - रॉशॉ विद्युतऋणता** :

एल्लेड तथा रॉशॉ ने विद्युत ऋणता को परिभाषित किया कि वह बल जो कि एक परमाणु के नाभिक द्वारा इसके संयोजी इलेक्ट्रान पर लगाया जाता है।

$$(EN)_{AR} = \frac{0.359Z}{r^2} + 0.744$$

यहाँ  $Z_{\text{प्रभाव}}$  प्रभावी नाभिकीय आवेश तथा  $r$  सहसंयोजक त्रिज्या (Å में) है।

- Cs (55) की विद्युत ऋणता Fr (87) की तुलना में कम होती है। क्योंकि Fr का +32 इकाई नाभिकीय आवेश बढ़ता है। जो कि प्रभावी नाभिकीय आवेश को तुलनात्मक रूप से अधिक कर देता है।
- अक्रिय गैस तत्वों की विद्युतऋणात्मकताओं के मान बहुत कम हैं।

**विद्युतऋणता के अनुप्रयोग :**

(a) **नामकरण:**

यौगिक जो कि दो अधातुओं के द्वारा बनाये जाते हैं। बाइनरी यौगिक कहलाते हैं। अधिक विद्युतऋणता वाले तत्व के नाम के अन्त में अनुलग्न आईड लगाया जाता है। सूत्र का नाम लिखने में पहले कम विद्युत ऋणता वाले तत्व को अधिक विद्युत ऋणता वाले तत्व के पहले लिखा जाता है। उदाहरण के लिए—

**सही सूत्र**

- $I^+ Cl^-$
- $Cl^+ F^-$
- $Br^+ Cl^-$
- IBr
- OF<sub>2</sub>
- Cl<sub>2</sub>O

**नाम**

- आयोडीन क्लोराईड  
क्लोरीन फ्लोराईड  
ब्रोमिन क्लोराईड  
आयोडीन ब्रोमाईड  
ऑक्सीजन डाईफ्लोराईड  
डाईक्लोराईड ऑक्साइड

(b) **बंध की प्रकृति :**

यदि दो तत्वों की विद्युत ऋणता का अन्तर 1.7 या अधिक है। तो इसके मध्य आयनिक बंध बनता है। जबकि यदि यह 1.7 से कम है। तो सहसंयोजक बंध बनता है। (HF अपवाद है। जिसमें बंध सहसंयोजक है यद्यपि विद्युतऋणता में अन्तर 1.9 है।)

(c) **धात्विक तथा अधात्विक गुण:**

सामान्यतः धात्विक तत्वों की विद्युतऋणता का मान कम होता है। जबकि अधातुओं की विद्युतऋणता अधिक होती है।

(d) सहसंयोजक बंध में आणविक आयनिक लक्षण:

सहसंयोजक यौगिक में आणविक आयनिक लक्षण विद्युतऋणता में अन्तर के कारण उत्पन्न होते हैं। हेनी तथा स्मिथ ने विद्युतऋणता में अन्तर होने पर प्रतिशत आयनिक लक्षण की गणना की।

$$\begin{aligned}\text{प्रतिशत आयनिक लक्षण} &= 16(X_A - X_B) + 3.5(X_A - X_B)^2 \\ &= 16\Delta + 35\Delta^2 \\ &= (0.16\Delta + 0.035\Delta^2) \times 100\end{aligned}$$

$X_A$  : A तत्व की विद्युतऋणता

$X_B$  : B तत्व की विद्युतऋणता

$$\Delta = X_A - X_B$$

(e) बंध सामर्थ्य तथा स्थायित्व

एक अणु में दो बंधी परमाणुओं के बीच विद्युतऋणता का अंतर बंध सामर्थ्य और स्थायित्व बढ़ता है।

उदाहरण के लिए  $H - F > H - Cl > H - Br > H - I$

(VIII) ऑक्साइड:

ऑक्सीजन सभी तत्वों नोबल गैसों को छोड़कर Au, Pd और Pt से क्रिया कर ऑक्साइड बनाता है। साधारण: धात्विक ऑक्साइड

( $O^{2-}$ ), परॉक्साइड ( $O_2^{2-}$ ) और सुपरऑक्साइड ( $O_2^{-1}$ ) आयनिक दोस है।

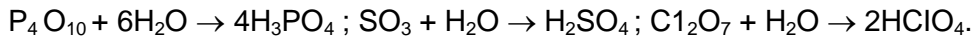
IA वर्ग की धातुएँ (क्षार धातु) की प्रवृत्ति होती है कि वो ऑक्सीजन धनी यौगिक बनाये ये प्रकृति वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है। जैसे धनायन की त्रिज्या बढ़ती है। और धातु पर आवेश घनत्व कम होता है।

IIA धातुएँ भी ऐसी ही प्रवृत्ति दिखाती हैं। Be, को छोड़कर IIA धातुएँ साधारण परिस्थितियों पर ऑक्सीजन से क्रिया कर साधारण आयनिक ऑक्साइड बनाती हैं। और  $O_2$  के उच्च दाब पर ऑक्साइड ( $CaO_2$ ,  $SrO_2$ ,  $BaO_2$ ) बनाती हैं। धातु के ऑक्साइड क्षारीय निर्जलीय कहलाते हैं। इनमें से अधिकतर पानी से क्रिया कर हाइड्रोक्साइड बनाते हैं। धातु की आक्सीकरण अवस्था में कोई परिवर्तन नहीं होता है।

IA और IIA के ऑक्साइड पानी के विलेय होकर क्षारीय विलयन बनाते हैं। जबकि दूसरे ऑक्साइड पानी में विलेय नहीं होते हैं।

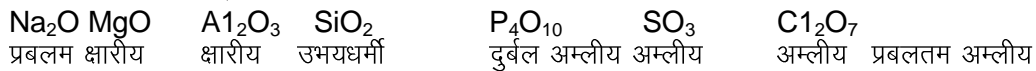


ऑक्सीजन कई अधातुओं के साथ संयोगकर सहसंयोजक ऑक्साइड बनाता है। जैसे  $CO$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $P_4O_{10}$ ,  $Cl_2O_7$  आदि। अधातुओं को ऑक्सीजन को निश्चित मात्रा में देने पर ये ऑक्साइड बनाती हैं। जिसमें अधातुओं निम्नतम आक्सीकरण अवस्था में रहती हैं। जबकि ऑक्सीजन के आधिक्य में बने ऑक्साइड में अधातु उच्च आक्सीकरण अवस्था में रहती हैं। अधातु का ऑक्साइड अम्लीय निर्जलीय कहलाता है। इनमें से अधिकतम पानी में विलेय है। जो और ऑक्सी अम्ल बनाते हैं।



○ एक वर्ग में ऑक्साइड की क्षारीय प्रकृति बढ़ती है और अम्लीय प्रकृति का होती है। धातु के ऑक्साइड सामान्यतः क्षारीय और अधातु के ऑक्साइड अम्लीय होते हैं। उप धातुओं (metalloids) के ऑक्साइड उभयधर्मी होते हैं। Be, Al, Zn, Sn, As और Sb के ऑक्साइड उभयधर्मी होते हैं।

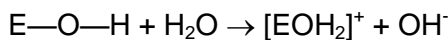
○ एक आवर्त में ऑक्साइड उभयधर्मी होते हैं।



○  $CO$ ,  $N_2O$  और  $NO$  उदासीन ऑक्साइड हैं।

○  $H_2O$  में तत्व E के ऑक्साइड EOH बनाते हैं।

यदि  $H_2O$  में E और O की विद्युतऋणताएँ H और O से ज्यादा होती हैं। तो  $OH^-$  बनने के कारण EOH क्षारीय होता है।



यदि  $H_2O$  में E और O की विद्युतऋणताएँ H और O से कम होती हैं। तो  $H_3O^+$  बनने के कारण EOH अम्लीय होता है।



(VIII) संयोजकता में आवर्तिता या ऑक्सीकरण अवस्थाएँ :

निरूपक तत्वों (Representative Elements) की संयोजकता सामान्यतः (हालाकि आवर्त्यक नहीं है) उस तत्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है। या आठ की संख्या मेंसे बाह्यतम इलेक्ट्रॉन की संख्या घटाने पर जो संख्या प्राप्त होती है। वही उस तत्व की संयोजकता कहलाती है। संयोजकता के स्थान पर अब ऑक्सीकरण अवस्था पद का प्रयोग होता है।

ऐसे दो यौगिकों पर विचार करते हैं। जिनमें ऑक्सीजन है।  $\text{OF}_2$  और  $\text{Na}_2\text{O}$  इन यौगिकों में तीन तत्व शामिल हैं। जिनकी विद्युत ऋणात्मकता का क्रम  $\text{F} > \text{O} > \text{Na}$  है। फ्लूओरीन का बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $2s^2 2p^5$  है। इसका प्रत्येक परमाणु  $\text{OF}_2$  अणु में ऑक्सीजन के एक इलेक्ट्रॉन के साथ संयोजन करता है। फ्लोरीन की ऑक्सीकरण अवस्था -1 है। क्योंकि इस अणु में दो फ्लूओरीन परमाणु हैं। ऑक्सीजन का बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $2s^2 2p^4$  है। यह फ्लूओरीन परमाणुओं के साथ दो इलेक्ट्रॉनों का संयोजन करता है। इसलिए इसकी ऑक्सीकरण अवस्था +2 है। अणु  $\text{Na}_2\text{O}$  में ऑक्सीजन परमाणु अधिक विद्युत ऋणात्मक होने के कारण इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है। तथा प्रत्येक सोडियम परमाणु एक इलेक्ट्रॉन देता है। अतः ऑक्सीजन ऑक्सीकरण अवस्था -2 को दर्शाता है। दूसरी ओर सोडियम (जिसका बाह्य इलेक्ट्रॉन विन्यास  $3s^1$  है) एक इलेक्ट्रॉन ऑक्सीजन को देता है। और इस प्रकार इसकी ऑक्सीकरण अवस्था +1 है। इलेक्ट्रॉन ऋणात्मकता का आधार पर एक यौगिक में तत्व के किसी परमाणु द्वारा अन्य परमाणु के आवेशों की संख्या को ग्रहण करने को उसकी ऑक्सीकरण अवस्था कहते हैं।

बहुत से तत्व ऐसे भी हैं। जो परिवर्ती संयोजकता (variable valency) प्रदर्शित करते हैं। परिवर्ती संयोजकता संक्रमण तत्वों एवं ऐक्टिनॉयड तत्वों का एक विशेष अभिलक्षण है।

### (ix) रासायनिक अभिक्रियाशीलता तथा आवर्तता :

आवर्तता इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से संबंधित है। भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्म तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की अभिव्यक्ति है। तत्वों के इन मौलिक तत्वों गुणों और रासायनिक गुणों में संबंध है।

हम जानते हैं कि आवर्त में बायीं से दायीं ओर जाने पर परमाणु एवं आयनिक त्रिज्या घटती है। जिसके फलस्वरूप आवर्त में आयनन एन्थैल्पी साधारणतया बढ़ती है। (कुछ अपवादों को छोड़कर) तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और अधिक ऋणात्मक हो जाती है। आवर्त में सबसे बायीं ओर स्थित तत्व की आयनन एन्थैल्पी सबसे कम होती है। और सबसे दायीं ओर के तत्व के इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी सबसे अधिक ऋणात्मक है। (नोट - उत्कृष्ट गैसों में पूर्णतः भरे कोश होते हैं। उनकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान धनात्मक होता है।) आवर्त सारणी के दोनों छोरों पर सबसे अधिक और मध्य में सबसे कम रासायनिक क्रियाशीलता होती है। इस प्रकार सबसे बायीं ओर अधिकतम रासायनिक क्रियाशीलता (क्षारीय धातुओं में) इलेक्ट्रॉन खोकर धनायन बनाकर प्रदर्शित होती है। और सबसे दायीं ओर (हैलोजन परिवार) इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर ऋणायन बनाकर प्रदर्शित होती है। इस गुण का संबंध तत्वों के अपचयन तथा उपचयन व्यवहार से करेंगे, अतः हम कह सकते हैं कि तत्वों की धात्विक तथा अधात्विक विशेषता का इससे सीधा संबंध है। आवर्त में बायीं ओर से दायीं जाने पर धात्विक गुण में कमी और अधात्विक गुण में बढ़ोतरी होती है। तत्वों की रासायनिक क्रियाशीलता उनकी ऑक्सीजन और हैलोजन से क्रिया कराकर प्रदर्शित की जा सकती है। यहाँ हम केवल ऑक्सीजन से तत्वों की अभिक्रिया पर विचार करेंगे। आवर्त के दोनों किनारों के तत्व ऑक्सीजन से सरलतापूर्वक संयोग करके ऑक्साइड बनाते हैं। सबसे दायीं ओर के तत्वों के साधारण ऑक्साइड सबसे अधिक क्षारीय होते हैं। (उदाहरणार्थ  $\text{Na}_2\text{O}$  और जो सबसे दायीं ओर है।) उनका ऑक्साइड सबसे अम्लीय (उदाहरणार्थ  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ) तथा मध्य के तत्वों के ऑक्साइड उभयधर्मी (उदाहरणार्थ  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ ) या उदासीन (उदाहरणार्थ  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ) होते हैं। उभयधर्मी (amphoteric) ऑक्साइड क्षारों के साथ अम्लीय और अम्लों के साथ क्षारीय व्यवहार करते हैं। जबकि उदासीन ऑक्साइड में अम्ल या क्षार का गुण नहीं होता है।

निरूपक तत्वों की तुलना में संक्रमण धातुओं (3d-श्रेणी) का आवर्त में परमाण्वीय त्रिज्या का परिवर्तन बहुत कम है। परमाणु त्रिज्या में परिवर्तन आन्तरिक संक्रमण धातुओं (4f-श्रेणी) के लिए और भी कम है। इनकी आयनन एन्थैल्पी s तथा p-ब्लॉक के मध्य होती है। परिणामस्वरूप ये तत्व वर्ग 1 व 2 की धातुओं की अपेक्षा कम विद्युतधनीय हैं।

वर्ग के तत्वों में परमाण्वीय संख्या में वृद्धि के साथ परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या में वृद्धि होती है। इसके परिणामस्वरूप प्रायः आयनन एन्थैल्पी में धीरे-धीरे कमी आती है। तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि (कुछ तृतीय आवर्त तत्वों को छोड़कर) एन्थैल्पी में एक नियमित रूप से कमी आती है।

इस प्रकार वर्ग में नीचे जाने पर धात्विक गुण बढ़ता है। और अधात्विक गुण घटता है। इस प्रवृत्ति को उनके उपचयन तथा अपचयन के गुण से जोड़ा जा सकता है। संक्रमण तत्वों की प्रवृत्ति इसके विपरीत है। इसे हम परमाणु आकार और आयनन एन्थैल्पी से समझ सकते हैं।

