आवर्त सारणी तथा आवर्तिता

खण्ड (A) : आवर्त सारणी का विकास तथा आधुनिक आवर्त सारणी

तत्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता :

- वर्तमान में 118 तत्व ज्ञात है। इनमें से हाल में खोजे गए तत्व मानव निर्मित है।
- इतने सारे तत्वो तथा उनके असंख्य यौगिकों के रसायन का अध्ययन अलग–अलग कर पाना बहुत कठिन है।
- इस कठिनाई को दूर करने के लिये वैज्ञानिकों ने तत्वों का वर्गीकरण करके इस अध्ययन को संगठित किया और आसान बनाया।
- इस संक्षिप्त तरीके से सभी तत्वों से सम्बन्धित रासायनिक तथ्यों का अध्ययन तर्कसंगत रूप से तो कर ही सकेगे, भविष्य में खोजे जाने वाले अन्य तत्वों के अध्ययन में भी मदद मिलेगी।

आधुनिक आवर्त सारणी का विकास :

(a) डोबरीनर का त्रिक नियम : इन्होंने समान गुणों वाले तत्वों को तीन तत्वो 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 तीनो तत्वों का लगभग समान परमाणु द्रव्यमान होता है।

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

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

(b) न्यूलैण्ड का अष्टक नियम : न्यूलैण्ड ने सर्वप्रथम तत्वों के रासायनिक गुणों को उनके परमाणु द्रव्यमानों से संबंधित 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 है।

तत्वों की यह व्यवस्था न्यूलैण्ड अष्टक 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 इसलिये 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 है वक्र में समान स्थिति को ग्रहण करते है।
- क्षारीय धातुएँ जिनका परमाण्वीय आयतन अधिक होता है वे वक्र के शीर्ष पर स्थित है।
- संक्रमण 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 इन्होने 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 है। 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 है, तथा जहाँ आवश्यक था वहाँ रिक्त स्थान छोड़ा गया।

वर्गो 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 उनके यौगिकों का अध्ययन सरल तथा सुनियोजित किया।
- इनकी आवर्त सारणी में दिए गए रिक्त स्थानों के आधार पर नए तत्वों को खोजने में सहायता की। मैण्डलीफ ने अज्ञात तत्वों के गुणों को समान वर्ग में उपस्थित अन्य तत्वों के ज्ञात गुणों के समान माना। गैलियम तथा जर्मेनियम को एका–एल्युमिनियम और एका–सिलिकॉन नाम दिया गया (मैण्डलीफ के समय नहीं खोजे गए थे)। बाद में यह पाया गया कि तत्वों जो प्रायोगिक रूप से प्राप्त हुए उनके गुण मैण्डलीफ द्वारा दिये गये गुणों के लगभग समान पाये गये।

सारणी-1

गुण	एका–एल्युमिनियम (अनुमानित)	गैलियम (पाया गया)	एका–सिलिकॉन (अनुमानित)	जर्मेनियम (पाया गया)
परमाण्वीय द्रव्यमान	68	70	72	72.6
घनत्व / (g/cm^3)	5.9	5.94	5.5	5.36
गलनांग बिन्दु (K)	Low	30.2	High	1231
ऑक्साइड का सूत्र	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
क्लोराईड का सूत्र	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

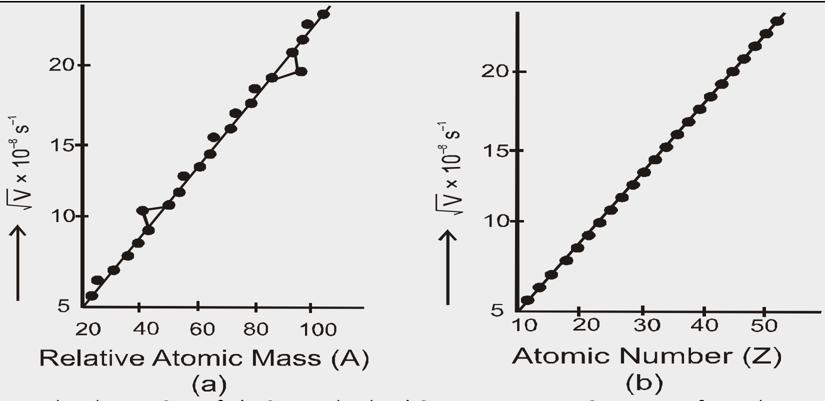
- तत्वों के परमाणु द्रव्यमानों को सही किया गया, Be का परमाणु द्रव्यमान जो कि इसकी संयोजकता 3 मानकर गणना द्वारा $3 \times 4.5 = 13.5$ ज्ञात किया गया था इसकी सही गणना इसकी संयोजकता 2 मानकर $(2 \times 4.5 = 9)$ की गई।

मैण्डलीफ की आवर्त सारणी के दोष :

- हाइड्रोजन की स्थिति अनिश्चित थी। इसे IA और VIIA वर्गो में रखा गया क्यों कि यह दोनों वर्गो से समानता प्रदर्शित करता है।
- समस्थानिको को पृथक स्थान नहीं दिया गया।
- लैन्थेनाइड्स और एक्टीनाइड्स 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 I (126.9) से पहले रखा गया है।
- समान तत्वों को विभिन्न वर्गो (Cu IB और Hg IIB) में रखा गया और असमान गुणों वाले तत्वों को समान वर्गो (क्षारीय धातुएँ IA और मुद्रा या सिक्का धातुएँ IB) में रखा गया।
- यह आवर्तिता के कारणों की व्याख्या नहीं कर सका ।

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

क्र.स.	परिचय	विवरण
1.	**प्रस्तावित**	**मोजले**
2.	**सहयोग**	(i) आवर्त सारणी का दीर्घ रूप वर्नर,बोहर और बरी के सहयोग से बना। (ii) इस सारणी को बोहर सारणी भी कहते है क्योंकि यह बोर सारणी के अनुसार तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर तत्वों को चार भागों में व्यवस्थित करती है। आधुनिक आवर्त सारणी क्षैतिज पंक्तियाँ(आवर्त) तथा ऊर्ध्वाधर कॉलम(वर्गो) को रखती है।
3.	**आधारित**	परमाणु क्रमांक
4.	**प्रयोग**	(i) मोजले ने एक प्रयोग किया जिसमें भिन्न धातु सतह पर उच्च गतिशील इलेक्ट्रॉन की बमबारी की व X-किरणें (वैद्युत चुम्बकीय किरणें) प्राप्त की। उसने पाया कि तत्वों के अभिलाक्षणिक X-किरण स्पेक्ट्रा में नियमितियाँ प्रेक्षित कि तथा पाया कि $\sqrt{\nu}$ तथा Z (परमाणु क्रमांक) के मध्य आरेख की सीधी रेखा प्राप्त होती है जबकि $\sqrt{\nu}$ तथा *A* (परमाणु भार) के मध्य नहीं, तथा $\sqrt{\nu} = a(Z - b)$, जहाँ *a* व *b* नियतांक है जो किसी भी तत्वों के लिए समान है, तथा ν, X-किरणों की आवृत्ति है। इस प्रकार यह निष्कर्ष निकलता है कि परमाणु द्रव्यमान की तुलना में परमाणु क्रमांक अधिक मूलभूत गुण होते है।

		 (ii) मोजले का निष्कर्ष है कि तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्त फलन होते है।
5.	**आधुनिक आवर्त नियम**	तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते है। इसलिए जब तत्वों को परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित करते है तो निश्चित अन्तराल के बाद समान गुणधर्म वाले तत्वों की पुर्नावृत्ति होती है।
6.	**आवर्तिता**	जब परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में तत्वों को व्यवस्थित करे तो कुछ (निश्चित) अन्तराल के बाद तत्वों के गुणधर्मो की पुर्नावृत्ति होती है। (a) एक आवर्त में, अन्तिम कक्ष समान रहती है लेकिन इलेक्ट्रॉन की संख्या में धीरे–धीरे वृद्धि होती है। (b) एक वर्ग में, अन्तिम कक्षा में इलैक्ट्रॉन की संख्या समान रहती है लेकिन n का मान बढ़ता है।
7.	**आवर्तिता के कारण**	निश्चित अन्तराल के बाद समान संयोजकता कोश वाले इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के दोहराये जाने के कारण तत्वों के गुणों की आवर्त पुर्नावृत्ति होती है। उदाहरण के लिए सभी क्षारीय धातुओं का समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 होता है। इसलिए इनके गुण भी समान होते है। आवर्त सारणी में समान गुणों वाले तत्व अन्तराल 2, 8, 8,18, 18 तथा 32 पर प्राप्त होते है। ये मेजिक संख्याऐं कहलाती है।

आधुनिक आवर्त सारणी क्षैतिज पंक्तियाँ (आवर्त) व ऊर्ध्वाधर कॉलम (वर्गो) को रखती है।

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

- प्रत्येक आवर्त समान संयोजकता कोशों वाले तत्वों की श्रेणी रखता है।
- प्रत्येक आवर्त उसके संयोजकता कोश में उपस्थित निश्चित मुख्य क्वान्टम संख्या के समान है।
- प्रत्येक आवर्त एक क्षारीय धातु से प्रारम्भ होता है जिनका बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 हैं।
- प्रत्येक आवर्त एक उत्कृष्ट गैस पर समाप्त 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 प्रारम्भ नये ऊर्जा स्तरो के भरने के साथ होता है।
- प्रत्येक आवर्त मे तत्वों की संख्या भरे जाने वाले ऊर्जा स्तरों मे उपलब्ध परमाण्वीय–कक्षको की संख्या से दुगनी होती है।
  - पहला आवर्त सबसे छोटा आवर्त है जिसमें केवल दो तत्व है। इसमें इलेक्ट्रॉन का भरना प्रथम ऊर्जा स्तर में होता है। जिसके लिए $n = 1$, $\ell = 0$ (s-उपकोश) और $m = 0$ है।
    केवल एक कक्षक (1s) उपलब्ध होता है। इसलिये इसमें केवल दो ही तत्व पाये जाते हैं।
  - तीसरा आवर्त लघु आवर्त होता है जिसमें केवल आठ तत्व होते है। इसमें इलेक्ट्रॉन का भरना तृतीय ऊर्जा स्तर में होता है। जिसके लिये

$n = 3$, $\ell = 0, 1, 2$ और कक्षको की संख्या 1 3 5
(3s) (3p) (3d)

कुल कक्षको की संख्या 9 हैं।

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

वर्ग : इसमें 18 वर्ग है 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 कोश का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होता है।

सारणी-2

आवर्त	तत्वों की संख्या	आवर्त का नाम
$(1)^{st}$ n = 1	2	अति लघु आवर्त
$(2)^{nd}$ n = 2	8	लघु आवर्त
$(3)^{rd}$ n = 3	8	लघु आवर्त
$(4)^{th}$ n = 4	18	दीर्घ आवर्त
$(5)^{th}$ n = 5	18	दीर्घ आवर्त
$(6)^{th}$ n = 6	32	अति दीर्घ आवर्त
$(7)^{th}$ n = 7	32	अति दीर्घ आवर्त

S–Block Elements | **d –Block Elements** | **p–Block Elements**

1 IA	2 II A	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 I B	12 II B	13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 VIII A
1 H 1.007																	2 He 4.002
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.006	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179
11 Na 22.98	12 Mg 24.30											13 Al 26.981	14 Si 28.085	15 P 30.973	16 S 32.006	17 Cl 35.452	18 Ar 39.948
19 K 39.08	20 Ca 40.078	21 Sc 44.959	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.84	27 Co 55.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.921	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.46	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 98	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.82	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 132.29
55 Cs 132.90	56 Ba 137.27	57 La* 138.905	72 Hf 178.49	73 Ta 180.947	74 W 183.85	75 Re 186.207	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.666	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 207.980	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222
87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac** 227	104 Rf 261.11	105 Ha 262.114	106 Sg 263.118	107 Bh 262.12	108 Hs 265	109 Mt 266	110 Ds 269	111 Rg 272	112 Cn 285	113 Uut 284	114 Fl 289	115 Uup 288	116 Lv 292	117 Uus	118 Uuo 294

Inner - Transition Metals (f-Block elements)

***Lanthanides**	58 Ce 140.115	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm 145	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
****Actinides**	90 Th 232.038	91 Pa 231	92 U 238.028	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 258	102 No 259	103 Lr 260

तत्वों का वर्गीकरण :

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

(a) s-ब्लॉक तत्व : जब (n – 1) कोश पूरा भरा हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम कोश (n^{th}) के s-कक्षक में जाये तो इस श्रेणी के तत्वों को s-ब्लॉक तत्व कहते है।

- s-ब्लॉक में वर्ग 1 व 2 के तत्वों को सम्मिलित किया गया है।
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास [अक्रिय गैस] ns^{1-2} होता है।
- s-ब्लॉक तत्व आवर्त सारणी के बॉये (left) भाग मे पाये जाते है।
- इस ब्लॉक में केवल धातुएँ पाई जाती हैं।

(b) p-ब्लॉक तत्व : जब (n – 1) कोश पूरा भरा हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम कोश (n^{th}) के p कक्षक में जाये तो इस श्रेणी के तत्वों को p-ब्लॉक तत्व कहते है।

- p- ब्लॉक में वर्ग 13 से 18 तक के तत्वों को सम्मिलित किया गया है।
- सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास [अक्रिय गैस] $ns^2 np^{1-6}$ होता है।
- p-ब्लॉक के तत्व आवर्त सारणी में दॉई (Right) ओर स्थित है।
- इस ब्लॉक में कुछ धातुएँ, तथा सभी अधातुएँ और उपधातुओं को सम्मिलित किया गया है।

(c) d-ब्लॉक तत्व : जब बाह्यतम कोश (n^{th}) और उपान्तय कोश (penultimate) (n – 1) अपूर्ण भरे हो और अन्तिम इलेक्ट्रॉन (n – 1) d कक्षकों (अर्थात् उपान्तय कोश के d-कक्षक) में जाता है। तब इस श्रेणी के तत्व d-ब्लॉक के तत्व कहलाते है।

- इसमें वर्ग 3 से 12 तक के तत्वों को सम्मिलित किया गया है।
- सामान्यतः इलेक्ट्रॉनिक विन्यास [अक्रिय गैस] $(n–1) d^{1-10} ns^{0-2}$ होता है। (पेलेडियम को छोड़कर जिसका संयोजी कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $4d^{10} 5s^0$ है।)
- सभी संक्रमण तत्व धातुऍ है और इनमें से अधिकांश रंगीन संकुल अथवा आयन बनाते है।
- d-ब्लॉक तत्वों को चार श्रेणीयों में बाँटा गया है।

(1) प्रथम संक्रमण श्रृंखला (3d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{21}Sc–_{30}Zn$ तक है। जिसमें 3d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।

(2) द्वितीय संक्रमण श्रृंखला (4d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{39}Y–_{48}Cd$ तक है। जिसमें 4d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।

(3) तृतीय संक्रमण श्रृंखला (5d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{57}La$, $_{72}Hf–_{80}Hg$ तक है। जिसमें 5d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।

(4) चतुर्थ संक्रमण श्रृंखला (6d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{89}Ac$, $_{104}Rf–_{112}Uub$ तक है। जिसमें 6d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है। (अपूर्ण श्रृंखला).

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

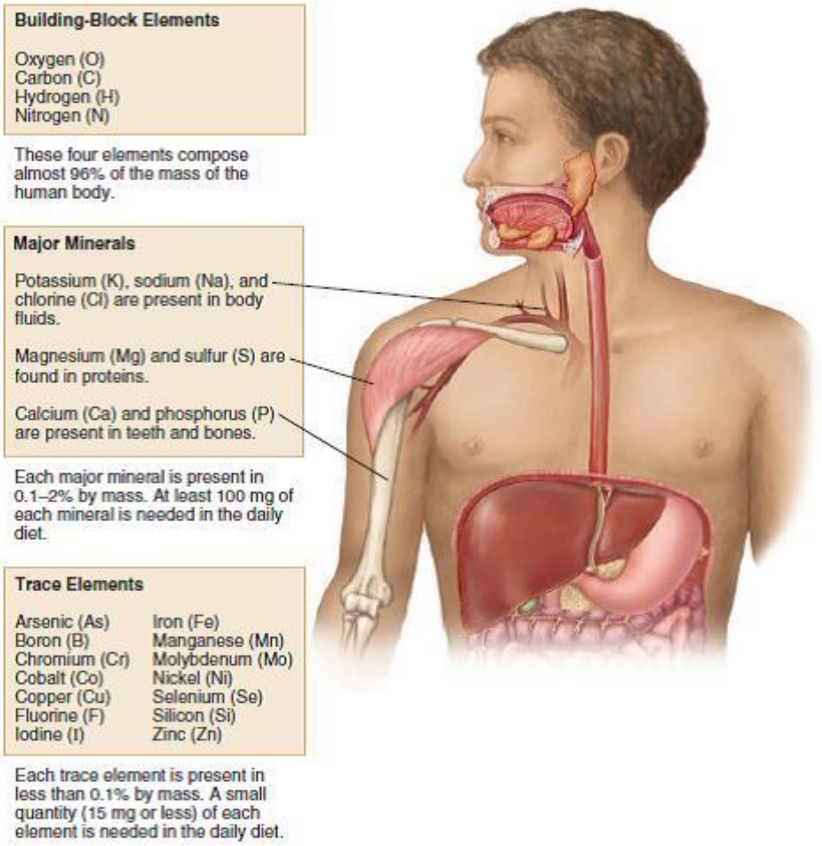
(d) f-ब्लॉक तत्व : जब n, (n–1) और (n–2) कोश अपूर्ण भरे हों और अन्तिम इलेक्ट्रॉन अन्तःउपान्तय (antepenultimate) f-कक्षक में जाता है। अर्थात् $(n – 2)^{th}$ कोश में, इस श्रेणी के तत्वों को f ब्लॉक के तत्व कहते है। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n – 2) f^{1-14}(n – 1) d^{0-1} ns^2$ होता है।

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

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

1. प्रथम अन्तः संक्रमण या 4 f-श्रेणी में $_{58}Ce$ से $_{71}Lu$ तक 14 तत्व है। इसमें इलेक्ट्रॉन 4f उपकोश में भरा जाता है।
2. द्वितीय अन्तः संक्रमण या 5 f-श्रेणी में $_{90}Th$ से $_{103}Lr$ तक 14 तत्व है। इसमें इलेक्ट्रॉन 5f उपकोश में भरा जाता है।

- आवर्त सारणी के अवान्छनीय विस्तार को रोकने के लिए लैन्थेनाइड और एक्टिनाइड को आवर्त सारणी के नीचे रखा गया है।



Solved Examples

उदा-1. तत्व A, B, C, D तथा E के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास निम्न है :

A : $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ B : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$ C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

D : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ E : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

निम्न में से कौनसे तत्व आवर्त सारणी में समान वर्ग से सम्बन्धित है।

हल. निम्न में से तत्व A व B आवर्त सारणी में समान वर्ग से सम्बन्धित है क्योंकि इनका बाहय इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास $ns^2\ np^1$ समान है।

आवर्त, वर्ग और ब्लॉक का निर्धारण :

- एक तत्व का आवर्त इसके संयोजकता कोश की मुख्य क्वांटम संख्या के समान होता है।
- एक तत्व का ब्लॉक, उपकोश के प्रकार के समान होता है। जो कि अन्तिम इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है।
- संयोजकता कोश या उपान्तयकोश में इलेक्ट्रॉनो की संख्या से वर्ग का निर्धारण किया जाता है।

जो कि निम्न है –

(a) s-ब्लॉक के तत्वो के लिये, वर्ग संख्या = संयोजी इलेक्ट्रॉनो की संख्या

(b) p-ब्लॉक के तत्वो के लिये, वर्ग संख्या = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉनो की संख्या

(c) d-ब्लॉक के लिये, वर्ग संख्या = (n – 1) d उपकोश में इलेक्ट्रॉनो की संख्या + संयोजकता कोश मे इलेक्ट्रॉन की संख्या

(d) f ब्लॉक तत्वों के लिए (58-71) 4f, (92-103) 5f – सभी f ब्लॉक तत्व वर्ग संख्या 3 से हैं।

इस वर्गीकरण के दो अपवाद :

नियमानुसार, हीलियम s-ब्लॉक से सम्बन्धित है परन्तु इसका स्थान p-ब्लॉक में समूह 18 के तत्वों के साथ दिया गया है। यह इस कारण है क्योंकि हीलियम में पूर्णपूरित संयोजकता कोश होते है। ($1s^2$) तथा परिणामस्वरूप यह अपने गुणधर्म तथा अभिलक्षण अन्य नोबल गैस के समान रखता है।

हाइड्रोजन केवल एक s-इलेक्ट्रॉन रखता है। इस प्रकार इसे समूह 1 (क्षारीय धातु) मे रखा जा सकता है। यह एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके नोबल गैस विन्यास भी प्राप्त कर सकता है अतः यह समूह 17 (हेलोजन परिवार) के तत्वो के समान व्यवहार कर सकता है। क्योकि यह एक विशिष्ठ परिस्थिति है। अतः हम हाइड्रोजन को आवर्त सारणी के शीर्ष पर पृथक रूप से स्थान दे सकते है।

आधुनिक आवर्त सारणी में समस्थानिक :

चूंकि एक तत्व के समस्थानिक समान परमाणु क्रमांक रखते है तथा आधुनिक आवर्त सारणी में तत्वों को स्थान उनके परमाणु क्रमांक के आधार पर दिये जाते है। आधुनिक आवर्त सारणी में एक तत्व के सभी समस्थानिको को समान स्थान दिये जाते है।

Solved Examples

उदा-2. Z = 112 वाला तत्व X हाल ही में खोजा गया। तत्व का इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास क्या है ? यह कौनसे वर्ग तथा आवर्त से सम्बन्धित है ?

हल. (a) तत्व X का इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास $[Rn]^{86}\ 5f^{14}\ 6d^{10}7s^2$ है।

(b) यह d-ब्लॉक से सम्बन्धित है क्योंकि अन्तिम इलेक्ट्रॉन d उपकोश में प्रवेश करता है।

(c) (n – 1)d उपकोश तथा संयोजी कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या 12 अर्थात् 10 + 2 के बराबर है इसलिए यह वर्ग 12 से सम्बन्धित है।

(d) यह आवर्त सारणी के 7 आवर्त से सम्बन्धित है क्योंकि संयोजी कोश की मुख्य क्वान्टम संख्या 7 (अर्थात् $7s^2$) है।

धातुएँ तथा अधातुएँ :

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

उपधातु (अर्द्धधातुएँ) :

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

विकर्ण सम्बन्ध :

द्वितीय आवर्त के निश्चित वर्गो 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 सम्बन्ध होता है। चित्र में दर्शाये अनुसार ये परिघटना विकर्ण सम्बन्ध कहलाती है। उदाहरण के लिए लीथियम (वर्ग 1 का प्रथम सदस्य) व मैग्नीशियम (वर्ग 2 का द्वितीय सदस्य) के मध्य एक विकर्ण सम्बन्ध कहलाता है। आकृति में विकर्ण सम्बन्ध तत्वों के अन्य युग्म Be व Al तथा B व Si के बीच भी होते है।

2nd आवर्त	Li	Be	B	C
	↘	↘	↘	
3rd आवर्त	Na	Mg	Al	Si

विकर्ण सम्बन्ध उत्पन्न होता है। क्योंकि

(i) वर्ग में नीचे जाने पर परमाणु तथा आयन के आकार में वृद्धि होती है। आवर्त सारणी में बाँये से दाँये जाने पर आकार में कमी आती है। इसप्रकार विकर्ण की ओर जाने पर आकार लगभग समान होता है। (Li = 1.23 Å & Mg = 1.36 Å; Li^+ = 0.76 Å & Mg^{2+} = 0.72 Å)

(ii) कई बार दर्शाया जाता है कि विकर्ण सम्बन्ध के प्राप्त होने का कारण विद्युत ऋणाता के मानों में विकर्ण समानता होना है। (Li = 1.0 & Mg = 1.2; Be = 1.5 & Al = 1.5; B = 2.0 & Si = 1.8)

(iii) Be तथा Al भी विकर्ण सम्बन्ध दर्शाते है। इस स्थिति में आकार लगभग समान नहीं होता है। (Be^{2+} = 0.45 Å तथा Al^{3+} = 0.535 Å लेकिन आवेश प्रति इकाई क्षेत्रफल लगभग समान होता है। (Be^{2+} = 2.36 तथा Al^{3+} = 2.50) क्योंकि आवेश क्रमशः +2 तथा +3 हैं।

$$\text{आवेश प्रति इकाई क्षेत्रफल} = \frac{(\text{आयनिक आवेश})}{\frac{4}{3}.\pi.(\text{आयनिक त्रिज्या})}$$

खण्ड (B) : परिरक्षण प्रभाव तथा Z_{eff}

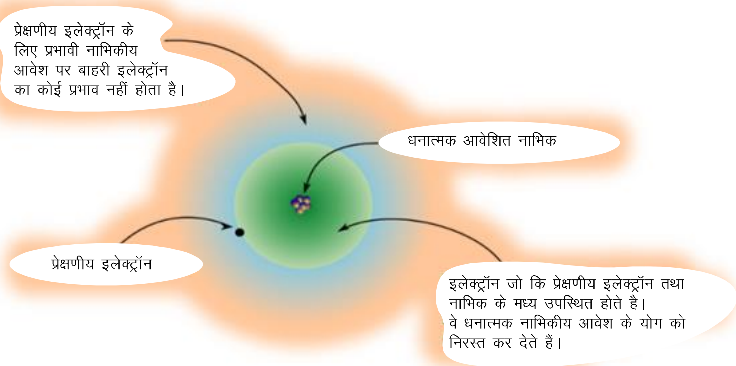
परमाण्वीय गुणधर्मी की आवर्तता

(1) Z_{eff} की गणना

बाह्य इलेक्ट्रॉन दो विपरीत बल अनुभव करता है:-

(i) नाभिक द्वारा आकर्षण बल।

(ii) अन्तः इलेक्ट्रॉन से प्रतिकर्षण बल यदि मान लिया जाए कि अन्तः इलेक्ट्रॉन उपस्थित नहीं हो तो परीक्षण इलेक्ट्रॉन का आकर्षण बल सामान्य की तुलना में अधिक होता है क्योंकि इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण, आकर्षण बल को कम कर देता है। एक इलेक्ट्रॉन द्वारा यह कम हुआ नाभिकीय आवेश या वास्तविक अनुभव नाभिकीय आवेश प्रभावी नाभिकीय आवेश से जाना जाता है।



$Z_{eff} = Z - \sigma$

Z_{eff} = प्रभावी नाभिकीय आवेश, Z = परमाणु क्रमांक, σ = परिरक्षण नियतांक या स्लेटर नियतांक

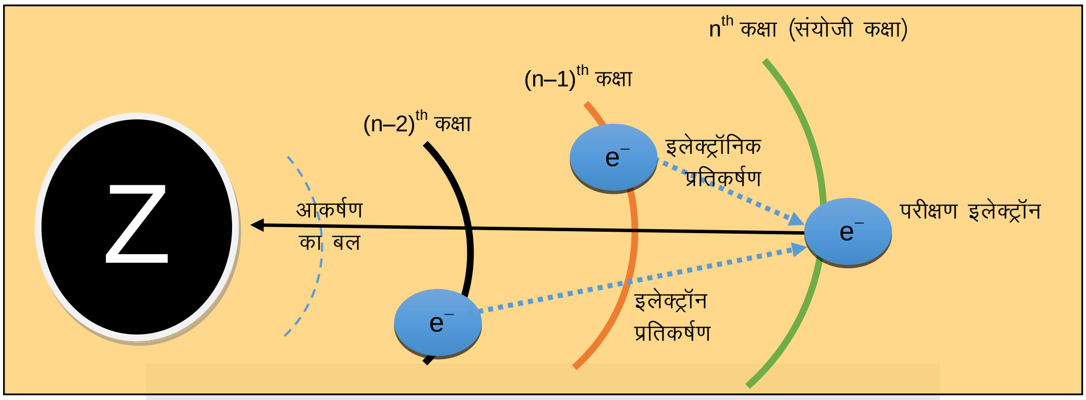
प्रभावी नाभिकीय आवेश एक परमाणु में उपस्थित सभी इलेक्ट्रॉनों के लिए समान नहीं होता है तथा यह इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के मध्य दूरी बढ़ने के साथ परिवर्तित है। वह प्रभाव जिसमें नाभिक द्वारा आकर्षण से अन्तः इलेक्ट्रॉन संयोजी इलेक्ट्रॉन परिरक्षित हो तो परिरक्षण प्रभाव कहलाता है।

यह नाभिक तथा संयोजी इलेक्ट्रॉन के मध्य संरक्षी परत (फिल्म) के कारण स्क्रीनिंग प्रभाव भी कहलाता है।

परिरक्षण प्रभाव के कारण इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर कम आकर्षण अनुभव करता है जैसा यदि अन्तः इलेक्ट्रॉन अनुपस्थिति हो।

s-कक्षक दिये गये n मान के लिए सर्वाधिक परिरक्षण प्रभाव रखता है चुँकि s-इलेक्ट्रॉन नाभिक के निकटस्थ होते हैं।

परिरक्षण प्रभाव घटता है s-कक्षक > p-कक्षक > d-कक्षक > f-कक्षक



खण्ड (C) : ऑक्सीकरण अवस्था तथा अक्रिय युग्म प्रभाव

(2) ऑक्सीकरण अवस्था :

परिभाषा : एक अणु अथवा एक आयन में, एक परमाणु की ऑक्सीकरण अवस्था, परमाणु पर उपस्थित आवेश (काल्पनिक) है, यदि प्रत्येक बंध के बंधित इलेक्ट्रॉन को उच्च विद्युत ऋणात्मक परमाणु पर उपस्थित माना जाता है।

ऑक्सीकरण अंक निर्धारण के लिए नियम :

मूलभूत नियम : एक स्पीशीज के सभी परमाणुओं के ऑक्सीकरण अंक का योग उस स्पीशीज पर उपस्थित आवेश के बराबर होता है।

उदा. : SO_4^{2-} आयन के लिये : (S परमाणु का ऑक्सीकरण अंक) + (O परमाणु का ऑक्सीकरण अंक) × 4 = –2

C_{60} अणु के लिये : (C परमाणु का ऑक्सीकरण अंक) × 60 = 0

NO_2^+ आयन के लिये : (N परमाणु का ऑक्सीकरण अंक) + (O परमाणु का ऑक्सीकरण अंक) × 2 = +1

अनुमान **1 :** सभी परमाणु इनकी तत्वीय अवस्था में शून्य ऑक्सीकरण अंक रखते है।

उदा. : P_4 में फास्फोरस, ग्रेफाइट अथवा हीरा अथवा फुलेरीन में C परमाणु, नवजात ऑक्सीजन [O], द्विपरमाणुक O_2 में O परमाणु

स्मरण : असंयोजित तत्व की ऑक्सीकरण अवस्था शून्य होती है।

अनुमान **2 :** किसी एकल परमाणु आयन पर आवेश, इसकी ऑक्सीकरण अवस्था होती है।

टिप्पणी : एक परमाणु पर आवेश ऑक्सीकरण अवस्था के रूप में माना जाता है। आयनिक स्पीशीज में यह सुझाव स्पष्ट रूप से कार्य करता है। सहसंयोजक अणु में बंध में उपस्थित इलेक्ट्रॉन अधिक विद्युतऋणी तत्व की ओर माना जाता है। (अर्थात् यह पूर्णरूप से आयनिक माना जाता है।).

चेतावनी **:** यह केवल अनुमानीकरण (काल्पनिक) है, वास्तविक तथ्य नही है।

अन्य नियम **:** स्पीशीज में जब निम्न तत्व, भिन्न परमाणु के साथ संयोजित होते है तब इनके ऑक्सीकरण अंक निम्न है–

(i) F परमाणु : –1 ; क्षारीय धातुऐ : +1 ; क्षारीय मृदा धातुऐ : +2; Al, Ga : +3 कोई अपवाद नहीं।

(ii) H (अधिकांशतः) : +1, अपवाद : धातुऐ के हाइड्राइड, (i) में निहित है।

(iii) O (अधिकांशतः) : –2, अपवाद, (a) परऑक्साइड (b) जब नियम (i) तथा (ii) के विरूद्ध हो उदाहरण : परऑक्साइड जैसे BaO_2 में Ba + 2 निश्चित ऑक्सीकरण अवस्था रखता है। यदि हम O की ऑक्सीरकण अवस्था –2 मानते है, तब Ba +4 आवेश रखेगा जो कि सम्भव नही है। [यद्यपि नियम (i), नियम (ii) अथवा (iii) की तुलना में अधिक प्रभावी होता है।] इस प्रकार, Ba +2 आवेश रखना चाहिए। तथा हम इसके अनुसार ऑक्सीजन के आवेश को समायोजित करते है। प्राकृतिक रूप से O_2^{2-} पाया जाता है, यह चिरपरिचित परऑक्साइड अम्ल के रूप में पहचाना जाता है। इस परिस्थिति में प्रत्येक O

परमाणु का ऑक्सीकरण अंक प्राकृतिक रूप से –1 है। इसी प्रकार O_2F_2 तथा OF_2 में फ्लोरीन के साथ O परमाणु का ऑक्सीकरण अंक क्रमशः +1 तथा +2 होता है।

(iv) N (अधिकांशतः): –3, उदाहरणः अमोनिया तथा अमोनियम आयन में, उदाहरणः CN^- में हम N का ऑक्सीकरण अंक –3 मान सकते है। C का ऑक्सीकरण अंक +2 होगा (मूलभूत नियमों द्वारा स्वयं परीक्षण करें). अपवाद: जब नियम (i) तथा (iii) के विरूद्ध हो उदाहरण : NF_3 में N का ऑक्सीकरण अंक +3 है। (यद्यपि F का ऑक्सीकरण–1 होगा) तथा NO_3^- में N का ऑक्सीकरण अंक +5 है। (यद्यपि O का ऑक्सीकरण –2 होगा)

(v) Cl, Br तथा I, हेलाइड में सामान्यतः–1 ऑक्सीकरण अवस्था रखते है।

अपवाद : अपवाद: जब नियम (i) - (iv) के विरूद्ध हो उदाहरण : हेलोजनो में क्रियाशीलता का क्रम Cl > Br > I है। उदा. ICl, में Cl का ऑक्सीकरण अंक–1 है तथा I स्वयं को +1 ऑक्सीकरण अवस्था देता है। $BrCl_3$ में Br, + 3, यद्यपि Cl, –1 ऑक्सीकरण अवस्था रखता है। परन्तु Cl_2O में Cl, +1 अवस्था तथा O –2 आक्सीकरण अवस्था रखता है।

रूचिकर रूप से $POCl_3$, जैसी परिस्थिति में दोनों O तथा Cl इनकी वांछनीय ऑक्सीकरण अवस्था क्रमशः –2 तथा –1 रखते है। इस परिस्थिति में O तथा Cl परमाणुओं के अनुसार (जोकि उच्च प्रायिकता रखते है, अर्थात उच्च विद्युत ऋणता रखते है।) P परमाणु ऑक्सीकरण अवस्था (+5) रखते है।

(vi) सल्फाइडों में S -2 ऑक्सीकरण अवस्था रखता है। यद्यपि यह उच्च ऑक्सीकरण अवस्था ही रख सकता है जोकि इसकी वर्ग संख्या अर्थात् (6) के बराबर होती है।

(vii) सामान्यतः धातुऐ ऋणात्मक ऑक्सीकरण अवस्था नही रखती है। अपवाद : गोल्ड (Au) में -1 ऑक्सीकरण अवस्था ही पाई जाती है।

स्मरण : अरससमीकरणमिति यौगिकों में धातु धनायन सदैव कम से कम दो भिन्न–भिन्न ऑक्सीकरण अवस्थाऐ रखते है।

औसत ऑक्सीकरण अंक : एक दिये गये अणु में एक दिया गया तत्व एक से अधिक ऑक्सीकरण अवस्था में पाया जा सकता है। यदि तत्व के एक से अधिक परमाणु उपस्थित हो।

उदा. NH_4NO_2 में N, NH_4^+ आयन के साथ–साथ NO_2^- आयन में ही उपस्थित है। इनके पृथक–पृथक ऑक्सीकरण अंक ज्ञात करने पर पाया गया कि NH_4^+ आयन में N –3, तथा NO_2^- आयन में N +3 ऑक्सीकरण अवस्था में उपस्थित होता है। यद्यपि यौगिक में N परमाणु की ऑक्सीकरण अवस्था औसत अवस्था के रूप में प्रयुक्त की जाती है जो कि [{(+3) + (–3)}/2], शून्य होती है।

(3) अक्रिय युग्म प्रभाव :

बाह्य कोश के 's' इलेक्ट्रॉन (ns^2), (n–1)d इलेक्ट्रॉनों में चले जाते हैं तथा इस कारण नाभिक के समीप आ जाते हैं तथा तीव्रता से नाभिक की ओर आकर्षित होते हैं। परिणामस्वरूप बंध बनाने के लिए ns^2 इलेक्ट्रॉन युग्म कम मात्रा में उपलब्ध होते हैं या ns^2 इलेक्ट्रॉन अक्रिय हो जाते हैं। यह प्रभाव अक्रिय युग्म प्रभाव कहलाता है।

अक्रिय युग्म प्रभाव $n \geq 4$ के पश्चात् प्रदर्शित होता है तथा n के मान में वृद्धि के साथ वृद्धि करता है। ऐसा माना जा सकता है कि यह बोरोन, कार्बन तथा नाइट्रोजन परिवार के सदस्यों (तत्वों) की दो विभिन्न ऑक्सीकरण अवस्थाओं अर्थात् (सामान्य) तथा (सामान्य–2) के कारण होता है।

इन सदस्यों में उच्च ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व घटता है जबकि समूह/वर्ग में नीचे जाने पर निम्न ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व बढ़ता है।

उदा. $Ga^{3+} > In^{3+} > Tl^{3+}$; $Ga^+ < In^+ < Tl^+$
$Ge^{4+} > Sn^{4+} > Pb^{4+}$; $Ge^{2+} < Sn^{2+} < Pb^{2+}$
$As^{5+} > Sb^{5+} > Bi^{5+}$; $As^{3+} < Sb^{3+} < Bi^{3+}$

इस कारण, Pb^{4+} तथा Bi^{5+} यौगिक, प्रबल ऑक्सीकारक होते हैं। फिर भी समूह का अन्तिम तत्व, ऑक्सीकरण अवस्था में यौगिकों का निर्माण करता है परन्तु केवल उच्च विद्युत ऋणात्मकता वाले तत्व जिनकी विद्युत ऋणात्मकता उच्च होती है जैसे F तथा O।

अतः यौगिक, जैसे TlF_3, Tl_2O_3, PbF_4, $PbCl_4$, BiF_5, $NaBiO_3$ प्रकृति में अस्तित्व रखते हैं जबकि यौगिक, जैसे PbI_4, $PbBr_4$, BiI_5, $BiBr_5$, $BiCl_5$ आदि अस्तित्व नहीं रखते हैं। TlI_3 असामान्य रूप से $Tl^+(I_3)^-$ रूप में अस्तित्व में रहता है।

सारणी-3

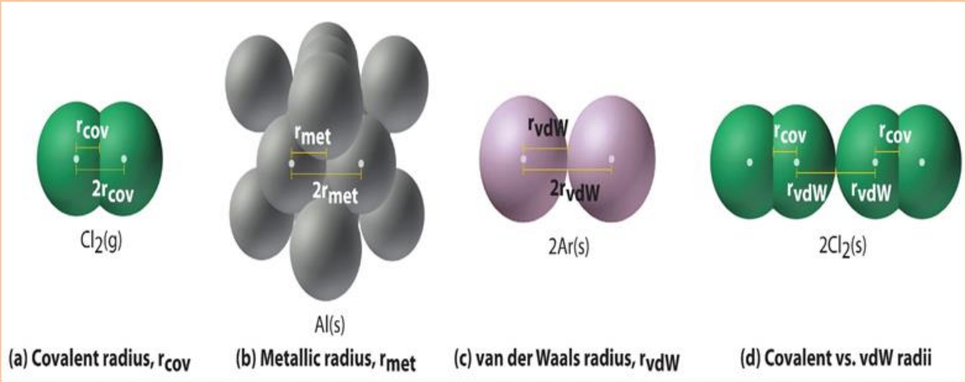
आवर्त सारणी में तत्व की सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था की सूची

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H **+1** –1																	2 **He**
3 Li +1	3 Be +2											5 **B** **+3** –3	6 **C** **+4** +2 –4 etc.	7 **N** +5 +4 +3 +1 –3 **0** etc.	8 **O** +2 –1/2 –1 **–2**	9 **F** **–1**	10 **Ne**
11 Na +1	12 Mg +2											13 **Al** +3	14 **Si** **+4** –4	15 **P** **+5** +3 +1 –3	16 **S** **+6** +4 +2 –2	17 **Cl** +7 +5 +3 +1 0 **–1**	18 **Ar** **0**
19 **K** +1	20 **Ca** +2	21 **Sc** +2 **+3**	22 **Ti** +2 **+3** **+4**	23 **V** +2 **+3** +4 +5	24 **Cr** +2 **+3** +4 +5 +6	25 **Mn** **+2** +3 **+4** +5 +6 +7	26 **Fe** **+2** +3 +4 +5 +6	27 **Co** **+2** +3 +4 +5	28 **Ni** **+2** +3 +4	29 **Cu** **+1** +2	30 **Zn** **+2**	31 **Ga** +3	32 **Ge** **+4** –4	33 **As** **+5** **+3** –3	34 **Se** **+6** +4 –2	35 **Br** +7 +5 +3 +1 **–1**	36 **Kr** +4 +2 **0**
37 **Rb** +1	38 **Sr** +2											49 **In** **+3** +1	50 **Sn** **+4** +2	51 **Sb** **+5** **+3** –3	52 **Te** **+6** +4 –2	53 **I** +7 +5 +3 +1 **0** **–1**	54 **Xe** +8 +6 +4 +2 **0**
55 **Cs** +1	56 **Ba** +2											81 **Tl** +3 **+1**	82 **Pb** +4 **+2**	83 **Bi** +5 **+3**	84 **Po**	85 **At**	86 **Rn**

*** गहरें किये गये ऑक्सीकरण अंक, तत्वों की बंधित अवस्था में इनके सामान्य ऑक्सीकरण अंक है।**

खण्ड (D) : परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या

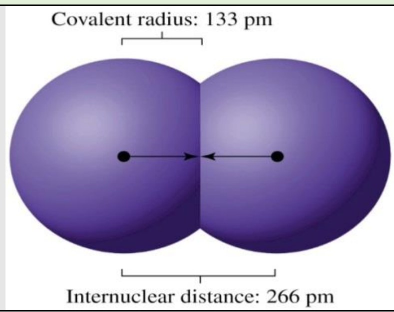
(4) परमाण्वीय त्रिज्या: परमाण्वीय त्रिज्या बाह्यतम इलेक्ट्रॉन व नाभिक के मध्य की दूरी होती है।

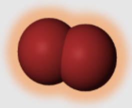
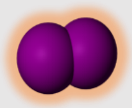


अन्तर नाभिकीय दूरी या बन्ध लम्बाई के निर्धारण में X-किरण विवर्तन, इलेक्ट्रॉन विवर्तन विधि तथा नाभिकीय चुम्बकीय अनुनाद (NMR) स्पेक्ट्रम विधि का प्रयोग करते है।

परमाण्वीय त्रिज्या, एक अणु में परमाणुओं के मध्य रासायनिक बन्ध के प्रकार पर निर्भर करती है। ये निम्न है :

1. सहसंयोजी त्रिज्या **2. आयनिक त्रिज्या** **3. धात्विक त्रिज्या** **4. वण्डर वॉल त्रिज्या**

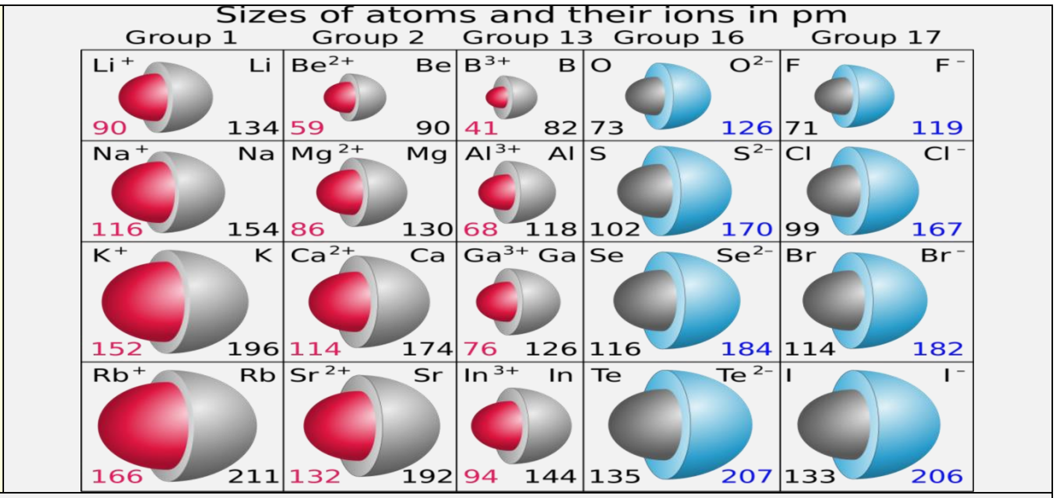
क्र. स.	त्रिज्या का प्रकार	विवरण
1.	**सहसंयोजी त्रिज्या** SBCR (एकल बन्धित सहसंयोजी त्रिज्या)	 सहसंयोजी त्रिज्या सहसंयोजक यौगिकों में परिकलित की जाती है। सहसंयोजक यौगिकों में सहसंयोजी बन्ध बनाते है। सहसंयोजी बन्ध परमाण्वीय कक्षकों के अतिव्यापन से निर्मित होते है। सहसंयोजी त्रिज्या के प्रकार

हैलोजन	अणु	संरचना	प्रारूप	d(X–X) / pm (गैस प्रावस्था)	d(X–X) / pm (ठोस प्रावस्था)
फ्लोरीन	F_2	F — F ⟷ 143pm		143	149
क्लोरीन	Cl_2	Cl — Cl ⟷ 199pm		199	198
ब्रोमीन	Br_2	Br — Br ⟷ 228pm		228	227
आयोडीन	I_2	I — I ⟷ 266pm		266	272

	(i) सम परमाण्वीय अणुओं में	दो एकल बन्धित दो नााभिक (समान परमाणु की) के मध्य अन्तर नाभिकीय दूरी का आधा सहसंयोजी त्रिज्या होती है।
		A–A(A_2) अणु की अन्तर नााभिकीय दूरी (d_{A-A}) है तथा सहसंयोजक त्रिज्या r_A है तब $d_{A-A} = r_A + r_A$ $\Rightarrow$ $d_{A-A} = 2r_A$ $r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$
		उदा. – Cl_2 अणु में अन्तर नाभिकीय दूरी 1.98 Å है अतः $r_{Cl} = \frac{1.98}{2}$ = 0.99 Å
		O, N व C आदि तत्वों की SBCR (एकल बन्धित सहसंयोजक त्रिज्या) क्रमशः H_2O_2, N_2H_4, C_2H_6 से निर्धारित की जा सकती है।
	(ii) विषम परमाण्वीय अणु	**(a) विषम परमाण्वीय अणु के लिए जिनकी वैद्युत ऋणता के अन्तर न हों।** $d_{A-B} = r_A + r_B$
		उदा. : A–B अणु के लिए जिसमें A व B की वैद्युत ऋणता लगभग समान हैं उदा. C–I में C तथा I की वैद्युतऋणता लगभग समान (2.5) व C–I की अन्तर नाभिकीय दूरी 2.13Å तथा r_C, 0.77Å होती है। **हल :** $d_{C-I} = r_C + r_I$ $\therefore$ r_I = 2.13 – 0.77 = 1.36Å
		(b) अधिक वैद्युतऋणता के अन्तर (ΔEN) के साथ विषम परमाण्वीय अणु
		यदि एक द्विपरमाण्वीय अणु में A–B वैद्युत ऋणताओं में अन्तर अधिक है। तब वास्तविक बंध लम्बाई में कमी होगी।
	आयनिक त्रिज्या	
	(i) धनायनिक त्रिज्या	जब एक उदासीन गैसीय परमाणु इलेक्ट्रॉन को खोकर यह धनायन में बदल जाता है। **त्रिज्या = परमाण्वीय त्रिज्या > धनायनिक त्रिज्या**
		कारण : इलेक्ट्रॉन हटाने के पश्चात् इलेक्ट्रॉन की संख्या में कमी आती है लेकिन प्रोटॉन की संख्या समान रहती है इसके कारण $Z_{प्रभावी}$ बढ़ता है, अतः इलेक्ट्रॉन नााभिक की ओर आकर्षित होते है व परमाण्वीय त्रिज्या घटती है। और यही नहीं बाह्यतम कोश से सभी इलेक्ट्रॉनो के ह्रास के पश्चात् उपान्तय कोश, बाह्यतम कोश हो जाता है जो नााभिक के पास होता है अतः आकार घटता है।
		धनायन का आकार $\propto \frac{1}{\text{धनात्मक आवेश का परिमाण या } Z_{प्रभावी}}$
		उदाहरण धनायन का आकार = Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3} धनायन का आकार = Pb^{+2} > Pb^{+4} धनायन का आकार = Mn > Mn^{+2} > Mn^{+3} > Mn^{+4} > Mn^{+5} > Mn^{+6} > Mn^{+7}
	(ii) ऋणायनिक त्रिज्या	जब उदासीन गैसीय परमाणु इलेक्ट्रॉन को ग्रहण कर ऋणायन में बदल जाता है। **त्रिज्या = ऋणायनिक त्रिज्या > परमाण्वीय त्रिज्या**
		कारण : एक ऋणायन में इलेक्ट्रॉन फोटॉन से अधिक होते है, अतः प्रभावी नाभिकीय आवेश घटता है तथा अन्तर इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण बढ़ता है, तो परिरक्षण प्रभाव भी बढ़ता है। अतः इलेक्ट्रॉन व नाभिक के मध्य दूरी बढ़ती है तथा ऋणायन का आकार भी बढ़ता है।
		ऋणायन का आकार ऋणायन का आकार $\propto$ ऋणात्मक आवेश का परिमाण
		उदाहरण : F^- का आकार F से अधिक होता है, क्यों ? **हल :** (see table below) अतः F^- का $Z_{प्रभावी}$ F से कम होता है अतः F^- का आकार F से अधिक होता है। अर्थात F^- > F

	F	F^-
प्रोटोन	9	9
इलेक्ट्रॉन	9	10
$\frac{Z}{e^{\Theta}}$	$\frac{9}{9} = 1$	$\frac{9}{10} = 0.9$

(iii) समइलेक्ट्रॉनिक प्रजाति का आकार



					H^-	He
Li^+	Be^{+2}		N^{3-}	O^{2-}	F^-	Ne
Na^+	Mg^{+2}	Al^{+3}		S^{2-}	Cl^-	Ar
K^+	Ca^{+2}	Sc^{+3}		Se^{2-}	Br^-	Kr
Rb^+	Sr^{+2}	Y^{+3}		Te^{2-}	I^-	Xe
Cs^+	Ba^{+2}	La^{+3}				

वे प्रजाति जिनमें इलेक्ट्रॉन की संख्या समान लेकिन नाभिकीय आवेश भिन्न हो, समइलेक्ट्रॉनिक प्रजाति होती है।

सम इलेक्ट्रॉनिक प्रजाति के लिए परमाण्वीय त्रिज्या नाभिकीय आवेश में कमी के साथ बढ़ती है।

आयन	K^+	Ca^{2+}	S^{2-}	Cl^-
परमाणु क्रमांक	19	20	16	17
इलेक्ट्रॉन	18	18	18	18

उदाहरण :

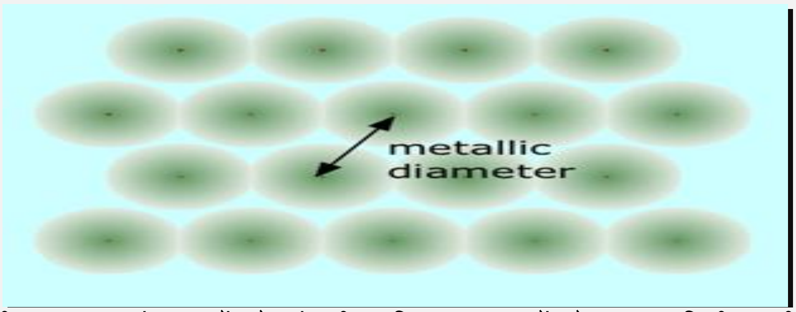
त्रिज्या का क्रम = $S^{2-} > Cl^- > K^+ > Ca^{2+}$

त्रिज्या का क्रम = $P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$

त्रिज्या का क्रम = $N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$

त्रिज्या का क्रम = $Au^+ > Hg^{2+} > Tl^{3+} > Pb^{4+}$

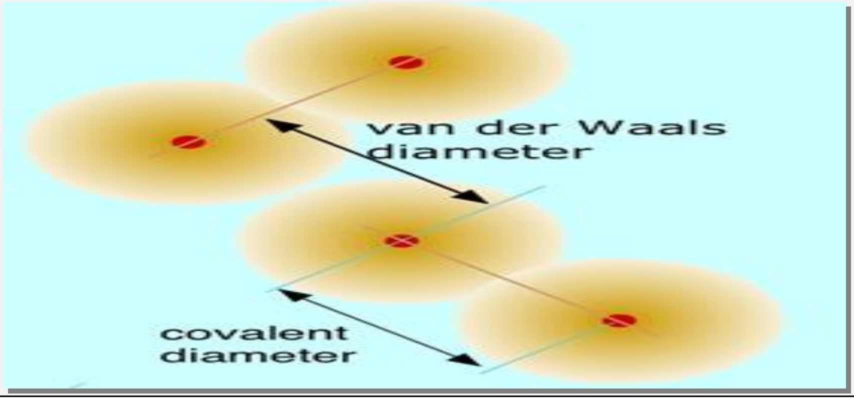
3. धात्विक त्रिज्या



यह क्रिस्टलीय जालक संरचना में दो संयुग्मी धात्विक परमाणुओं के मध्य नाभिकीय दूरी का आधा होता है।

अतः धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजी त्रिज्या

$$\text{धात्विक त्रिज्या} \propto \frac{1}{\text{धात्विक बंध सामर्थ्य}}$$

		अधिक धात्विक त्रिज्या $\rightarrow$ दुर्बल क्रिस्टल संकुल $\rightarrow$ कम बन्ध सामर्थ्य (काय केन्द्रीय संकुल)
		कम धात्विक त्रिज्या $\rightarrow$ प्रबल क्रिस्टल संकुल FCC $\rightarrow$ उच्च बन्ध सामर्थ्य (षटकोणीय निबिड संकुल)
4.	**वाण्डर वॉल्स त्रिज्या**	ऐसे परमाणु (जैसे उत्कृष्ट गैस) जो एक दूसरे के साथ बन्धित नहीं होते हैं पास आने पर दुर्बल आर्कषण बल का अनुभव करते है।
		एक उत्कृष्ट गैस की ठोस अवस्था में रखे संयुग्मी परमाणुओं के नाभिकों के मध्य की दूरी का आधा वण्डर वॉल त्रिज्या कहलाती है।
		वण्डर वॉल त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या
		अक्रिय गैसों में केवल वण्डर वॉल त्रिज्या होती है।
		अधातु अणुओं में सहसंयोजक व वण्डर वॉल त्रिज्या दोनों होती है। 
		त्रिज्या = वण्डर वॉल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या
		आकर्षण का वण्डर वॉल बल $\propto$ आण्विक भार या परमाणु भार (अक्रिय गैस में)
		आवर्त में बायें से दायें जाने पर वाण्डर वॉल त्रिज्या घटती है। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इसका मान बढ़ता है।
5.	**परमाण्वीय आकार को प्रभावित करने वाले कारक**	
	(i) प्रभावी नाभिकीय आवेश	परमाण्विक त्रिज्या $\propto \frac{1}{\text{प्रभावी नाभिकीय आवेश}}$ — **उदाहरण :** Li > Be > B > C > N > O > F
	(ii) कोशों की संख्या	परमाण्वीय त्रिज्या $\propto$ कोशों की संख्या — **उदाहरण :** Li < Na < K < Rb < Cs
	(iii) परिरक्षण प्रभाव	परमाण्वीय त्रिज्या $\propto$ परिरक्षण प्रभाव
	(iv) धनात्मक आवेश का परिमाण	परमाण्वीय त्रिज्या $\propto \frac{1}{\text{धनात्मक आवेश का परिमाण}}$ — **उदाहरण** $Mn > Mn^{+2} > Mn^{+3} > Mn^{+4}$
	(v) ऋणात्मक आवेश का परिमाण	परमाण्वीय त्रिज्या $\propto$ ऋणात्मक आवेश का परिमाण — **उदाहरण** $O < O^{-} < O^{-2}$
	(vi) बन्ध क्रम	परमाण्विक त्रिज्या $\propto \frac{1}{\text{बंध क्रम}}$ — **उदाहरण** N – N > N = N > N ≡ N

सारणी-4

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

अनियमितताएं

- 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 बढती है। बाएँ से दाएँ ओर जाने पर नाभिक में अतिरिक्त प्रोटान आते है और अतिरक्त इलेक्ट्रॉन आते है। d-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 निकट होती है क्योंकि अतिरिक्त d इलेक्ट्रॉनों के जोडने 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।

सारणी-5

तत्व	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
परमाणु त्रिज्या (pm)	144	132	122	117	117	117	116	115	117	125

- वर्ग 3 का तत्व d-ब्लॉक से सम्बन्धित होता है व आकार में अनुमानित वृद्धि बताता है जैसा कि s-ब्लॉक तथा p-ब्लॉक तत्वों में प्राप्त होती है। यद्यपि अनुक्रमित वर्गो 4^{th} से आगे वर्ग (12^{th} वर्ग तक), प्रथम व द्वितीयक सदस्यों के बीच आकार में वृद्धि होती है, लेकिन इन दिये गये वर्गो के द्वितीय व तृतीय तत्वों के बीच बहुत मुश्किल से वृद्धि होती है। लेन्थेनम व हॉफ नियम के बीच 14 लेन्थेनाइड तत्व होते है। जिनमें इलेक्ट्रॉन के उपान्तयपूर्व 4f कोश (बहुत दुर्बल परिरक्षण प्रभाव लगाता है।) भरे जाते है। सिरियम से लुटेटियम तक 14 लेन्थेनाइड तत्वों के आकार में बहुत धीरे–धीरे कमी आती है। इसे लेन्थेनाइड संकुचन कहा जाता है। यह लेन्थेनाइड संकुचन संक्रमण तत्वों की स्थिति में एक वर्ग के नीचे जाने पर सामान्य आकार में वृद्धि को निरस्त करता है।

Solved Examples

उदा-3. Li की परमाणु त्रिज्या 1.23 Å और Li^+ की आयनिक त्रिज्या 0.76Å है। Li में एकल संयोजी इलैक्ट्रॉन द्वारा ग्रहण किए आयतन की प्रतिशतता की गणना करो।

हल. Li का आयतन = $\frac{4}{3} \times 3.14 \times (1.23)^3 = 7.79$ Å (– Li = $1s^2 2s^1$)

Li^+ का आयतन = $\frac{4}{3} \times 3.14 \times (0.76)^3 = 1.84$ Å (– $Li^+ = 1s^2$)

$\therefore$ 2s उपकोश द्वारा ग्रहण किया आयतन = 7.79 – 1.84 = 5.95 Å.

$\therefore$ एकल संयोजी इलैक्ट्रॉन द्वारा ग्रहण किया आयतन प्रतिशत् जैसे 2s इलैक्ट्रॉन = = $\frac{5.95}{7.79} \times 100 = 76.4\%$

उदा-4. प्रत्येक समूह में से किसकी त्रिज्या सबसे छोटी है उपयुक्त कारण सहित स्पष्ट कीजिये ?
(a) O, O^-, O^{2-} (b) P^{3+}, P^{4+}, P^{5+}

हल. (a) O सबसे छोटी त्रिज्या रखता है। ऋणायन अपने मूल परमाणु की तुलना में बड़ा होता है। समान परमाणु का ऋणायन उच्च ऋणआवेश के साथ आकार में बड़ा होता है। ऐसे दूसरे ऋणायन की तुलना में जिस पर ऋणावेश कम होता है। जैसे–जैसे प्रोटॉन–इलैक्ट्रॉन अनुपात घटता है। इसी प्रकार संयोजी–इलैक्ट्रॉन और नाभिक के बीच आकर्षण घटता है। इस कारण इलैक्ट्रॉन अभ्र का विस्तार हो जाता है।
(b) जैसे ही अधिक इलैक्ट्रॉन आयनिकृत होते है वैसे ही आयनिक त्रिज्या घटती है व संयोजकता घटती है। इसलिए सही क्रम $P^{5+} < P^{4+} < P^{3+}$ है।

उदा-5. O^{2-} की तुलना में Mg^{2+} आकार में छोटा होता है, यद्यपि दोनों का इलैक्ट्रॉनिक विन्यास समान होता है। स्पष्ट कीजिए?

हल. Mg^{2+} और O^{2-} दोनों समइलैक्ट्रॉनिक है अतः इलैक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। लेकिन Mg^{2+} के नाभिक में 12 प्रोटॉन होते है। अतः इसका प्रभावी नाभिकीय आवेश O^{2-} की तुलना में अधिक होता है। क्योंकि इसमें केवल 8 प्रोटॉन होते है। इस प्रकार Mg^{2+} में संयोजी कोश और आन्तरिक कोश इलैक्ट्रॉन नाभिक द्वारा प्रबलतम आकर्षित होते है। परिणामस्वरूप यह O^{2-} की तुलना में छोटा होता है।

खण्ड (E) : आयनन ऊर्जा

(5) आयनन ऊर्जा :

ऊर्जा की वह आवश्यक मात्रा, जो उस तत्व के एक विलगित गैसीय परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन निकालकर धनायन बनाने के लिए आवश्यक होती है। आयनन ऊर्जा कहलाती है।

$$M(g) \xrightarrow{(IE_1)} M^+(g) + e^- \quad ; \quad M^+(g) + IE_2 \longrightarrow M^{2+}(g) + e^-$$

$$M^{2+}(g) + IE_3 \longrightarrow M^{+3}(g) + e^-$$

IE_2 व IE_3 क्रमशः एक संयोजक व द्विसंयोजक धनायन से एक इलेक्ट्रान को निकालने की द्वितीय व तृतीय आयनन ऊर्जाएं है।

सामान्तयः $(IE)_1 < (IE)_2 < (IE)_3 <$ .... हैं, क्योंकि जैसे ही इलेक्ट्रान की संख्या कम होगी नाभिक व बचे हुए इलेक्ट्रॉन के मध्य आकर्षण अधिक होगा अतः आयनन ऊर्जा का मान I.E. बढ़ेगा।

- आयनन ऊर्जा की इकाई किलो जूल मोल$^{-1}$, किलो कैलोरी/मोल, इलेक्ट्रान वोल्ट होती है।
- **आयनन ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक**

(IE) का आवर्त तथा वर्ग में परिवर्तन नियमित या अनियमित होता है जो निम्न कारकों द्वारा प्रभावित हो सकता है।

(A) परमाणु का आकार : आयनन ऊर्जा परमाणु आकार में वृद्धि के साथ घटती है। जैसे–जैसे बाह्यतम इलेक्ट्रान व नाभिक के मध्य दूरी बढ़ती है। संयोजी कोश 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।

उदाहरण के लिए : समूह (वर्ग) में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु आकार में वृद्धि के साथ आयनन ऊर्जा निरन्तर घटती है। लेकिन **13**वें एवं **14**वें वर्ग में आयनन ऊर्जा में लगातार कमी नही होती हैं। इनमें आयनन ऊर्जा का क्रम निम्न है–

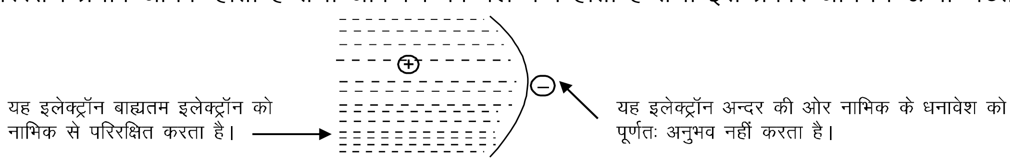
13वें वर्ग के लिए**:** B > Tl > Ga > Al > In

14 वें वर्ग के लिए**:** C > Si > Ge > Pb > Sn

(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 बाँधा जाता है व परमाणु से इलेक्ट्रान को बाहर निकालने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

उदाहरण के लिए : आवर्त में बांयी से दांये जाने पर नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ आयनन ऊर्जा बढ़ती है।

(C) परिरक्षण प्रभाव : आन्तरिक कोश के इलेक्ट्रान, बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रान तथा नाभिक के बीच परिरक्षण की तरह कार्य करते है। यह परिरक्षण प्रभाव कहलाता है। आन्तरिक कोश में इलेक्ट्रानो की संख्या जितनी अधिक होती है उतना ही उसका परिरक्षण प्रभाव अधिक होता है तथा आकर्षण का बल कम होता है तथा इस प्रकार आयनन ऊर्जा घटती 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 आकर्षित होते है। 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 एल्युमीनियम में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन p कक्षक (कम भेदन प्रभाव रखता है) से निकाला जाता है। जबकि Mg में इसे समान ऊर्जा स्तर के s-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 है। अतः इस प्रकार परमाणु में से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए संभावित मान से अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। उदाहरण के लिए, Be (Z = 4) $1s^2$, $2s^2$ B (Z = 5) $1s^2$, $2s^2$, $2p^1$
जबकि अक्रिय गैसे पूर्ण पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास रखती है। वह अपने आवर्त में क्रमशः उच्च आयनन ऊर्जा रखती है।

- तत्वों के धात्विक व विद्युत धनात्मक लक्षण बढ़ते है। 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।)

Solved Examples

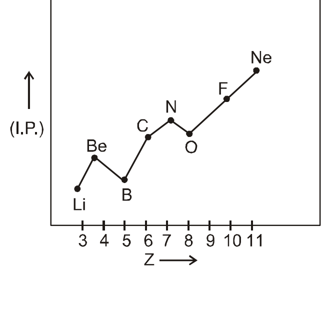
उदा-6. प्रत्येक युग्म से परमाणु चुनिये जिसकी आयनन एन्थैल्पी अधिकतम होती है तथा अपने उत्तर का स्पष्टीकरण कीजिये। (a) F, O, N (b) Mg, P, Ar

हल. (a) F की आयनन एन्थैल्पी अधिकतम है क्योंकि एक आवर्त में बाएं से दाएं ओर जाने पर परमाणु आकार घटता है तथा इलेक्ट्रॉन ज्यादा आकर्षित होते है। अतः F का आकार छोटा तथा अधिकतम नाभिकीय आवेश होता है। इसकी आयनन एन्थैल्पी अन्य तत्वों की तुलना में अधिक होती है।
(b) आर्गन (Ar) की अधिकतम आयनन एन्थैल्पी होती है क्योंकि आर्गन का पूर्णपूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होता है।

उदा-7. Mg की प्रथम एंव द्वितीय आयनन ऊर्जाएँ क्रमशः 7.646 और 15.035 eV हैं। तब 12mg, Mg वाष्प में उपस्थित सभी परमाणुओं को Mg^{2+} आयन में परिवर्तित करने के लिए कितनी ऊर्जा की आवश्यकता होगी (KJ में)
[दिया गया : 1 eV = 96.5 KJ ml^{-1}].

हल. Mg को Mg^{2+} में परिवर्तित करने के लिए कुल आवश्यक ऊर्जा = $IE_I + IE_{II}$ = 22.681 eV = 2188.6 KJ mol^{-1}.
$\Rightarrow$ 12 mg of Mg = 0.5×10^{-3} mole.
$\therefore$ कुल ऊर्जा = $0.5 \times 10^{-3} \times 2188.6$ = 1.0943 kJ **Ans.** 1.0943 kJ

उदा-8. निम्न ग्राफ द्वितीय आवर्त (Li—Ne) के तत्वों की I.P. का परमाणु क्रमांक के साथ परिवर्तन प्रदर्शित कर रहा हैं। अतः Na(11) की I.P. होगी –



(A) Ne से ज्यादा (B) Ne से कम O के मध्य
(C) Li से कम (D) N और O के मध्य।

हल. Na 3rd आवर्त का तत्व है तथा Li से बड़ा होता है। नाभिक तथा बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉन के मध्य दूरी Li से तुलनात्मक रूप से अधिक होती है। इस प्रकार बाहयतम कोश इलेक्ट्रॉन नाभिक के साथ दुर्बल रूप से बंधित होते है तथा इलेक्ट्रॉन आसानी से मुक्त हो जाता है। अतः विकल्प (C) सही है।

उदा-9. $M(g) \longrightarrow M^+ (g) + e^-$; $\Delta H = 100$ eV.
$M(g) \longrightarrow M^{2+} (g) + 2e^-$; $\Delta H = 250$ eV.
निम्न में से कौनसा/से कथन सही हैं ?
(A) M(g) का $IE_1 = 100$ eV (B) M^+ (g) का $IE_1 = 150$ eV.
(C) M(g) का $IE_2 = 250$ eV. (D) M(g) का $IE_2 = 150$ eV.

हल. $M(g) \longrightarrow M^+(g) + e^-$ M का IE_1
$M^+ \longrightarrow M^{2+} + e^-$ M का IE_2 लेकिन M^+ का IE_1
$M \longrightarrow M^{2+} + 2e^-$ $(IE_1 + IE_2)$. **Ans.** (A,B,D)

खण्ड (F) : इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी

(6) इलेक्ट्रॉन बंधुता :

जब किसी विलगित गैसीय परमाणु के संयोजी कोश में एक इलेक्ट्रॉन जुड़ता हैं, तो ऊर्जा मुक्त होती हैं। मुक्त होने वाली इस ऊर्जा को ही सुविधानुसार इलेक्ट्रॉन बंधुता कहते हैं।

$$F + e^- \longrightarrow F^- \quad E_a = 328 \text{ kJ mol}^{-1}$$

यद्यपि उल्लेखित संबंधित $\Delta_{eg}H^\ominus = -E_a - \frac{5}{2}RT$, हैं, लेकिन $\frac{5}{2}RT$ के योगदान को नगण्य मान लेते हैं।

इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी के दो मान धनात्मक एवं ऋणात्मक हो सकते हैं। धनात्मक इलेक्ट्रॉन बंधुता का तात्पर्य यह हैं कि उदासीन परमाणु X की अपेक्षा आयनित परमाणु X^- की ऊर्जा अपेक्षाकृत निम्न एवं अधिक ऋणात्मक होती हैं। द्वितीय ग्रहण एन्थैल्पी का मान मुख्य रूप से धनात्मक होता हैं क्योंकि इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण नाभिकीय आकर्षण से ज्यादा हो जाता हैं। किसी प्रारम्भिक परमाणु में दूसरा इलेक्ट्रॉन जोड़ने के लिए प्राप्त होने वाले एन्थैल्पी परिवर्तन को द्वितीय इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी कहते है।

$$O(g) + e^-(g) \xrightarrow{\text{ऊ. माक्षेपी}} O^-(g) \; ; \quad E_a = 140.9 \text{ kJ mol}^{-1} \; ; \; \Delta_{eg}H^\ominus = -140.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$O^-(g) + e^-(g) \xrightarrow{\text{ऊ. माशोषी}} O^{2-}(g) \; ; \quad E_a = -744 \text{ kJ mol}^{-1} \; ; \; \Delta_{eg}H^\ominus = 744 \text{ kJ mol}^{-1}$$

इन दिनों इलेक्ट्रॉन बंधुता एवं इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी दोनों पदों का उपयोग किया जाता हैं। दोनों का परिमाण समान, लेकिन चिन्ह विपरीत होते हैं।

E.A. = +ve (ऊष्माक्षेपी): $-\Delta_{eg}H^\ominus < 0$.
E.A. = –ve (ऊष्माशोषी): $-\Delta_{eg}H^\ominus > 0$.
EA और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी की इकाई ev/atom अथवा Kcal / mole अथवा KJ / Mole में होती है।

जब एक इलेक्ट्रॉन को उदासीन गैसीय परमाणु (X) में जोड़ा जाता हैं तो यह ऋणायन में परिवर्तित हो जाता हैं। इस प्रक्रम में हुए मानक मोलर एन्थैल्पी में परिवर्तन को इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी, $\Delta_{eg}H^\ominus$ कहते हैं।

$$X(g) + e^-(g) \longrightarrow X^-(g)$$

किसी परमाणु में सरलतापूर्वक इलेक्ट्रॉन को जोड़कर ऋणायन बनाने की प्रवृति को इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी कहते हैं। इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी ऊष्माशोषी या ऊष्माक्षेपी हो सकती है जोकि तत्व पर निर्भर होती है।

जब एक इलेक्ट्रॉन किसी परमाणु में जुड़ता हैं तथा ऊर्जा मुक्त होती हैं, तो इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी ऋणात्मक होती हैं। जब इलेक्ट्रॉन किसी परमाणु में जुड़ता हैं यदि ऊर्जा अवशोषित हैं, तो इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी धनात्मक होती है।

यद्यपि इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी ऊष्मागतिकीय रूप से एक समुचित पद है, लेकिन फिर भी अकार्बनिक रसायन में किसी तत्व की इलेक्ट्रॉन बंधुता, E_a के रूप में इसका वर्णन किया जाता हैं, जो कि इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी का निकटतम संबंधित गुणधर्मीय पद हैं। T = 0 पर गैसीय परमाणु एवं गैसीय आयन के मध्य पाये जाने वाले ऊर्जा अन्तराल को ही तत्व की इलेक्ट्रॉन बंधुता, E_a कहते है।

$$E_a = E(X, g) - E(X^-, g)$$

यदि जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन एक ऐसे कोश में प्रवेश करता हैं जहाँ यह प्रबल प्रभावी नाभिकीय आवेश अनुभव करता हैं, तो इस प्रकार के तत्वों की इलेक्ट्रॉन बंधुता बहुत उच्च होती है।

- वर्ग 17 के तत्व (हैलोजन) बहुत अधिक ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी (अर्थात् इलेक्ट्रॉन बंधुता) रखते हैं क्योंकि ये एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके स्थायी नोबल गैस इलेक्ट्रॉन विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।
- एक आवर्त के अनुदि्श, परमाणु क्रमांक बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती हैं क्योंकि आवर्त में बायीं से दायीं ओर जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता हैं, जिसके परिणामस्वरूप एक छोटे परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन सरलतापूर्वक जुड़ जाता है।
- जैसे ही हम वर्ग में ऊपर से नीचे जाते हैं, तो इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी कम ऋणात्मक होती जाती हैं क्योंकि परमाणु का आकार बढ़ता हैं तथा जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी बढ़ती है।

  सामान्यतया कुछ तीसरें आवर्त तत्वों (उदाहरणः P, S, Cl) के लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का ऋणात्मक मान इनके संगत दूसरे आवर्त के तत्वों (उदाहरणः N, O, F) से अधिक होता हैं क्योंकि दूसरे आवर्त के तत्वों का आकार छोटा होने से इलेक्ट्रॉन–इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन पर अधिक लगता है।

वर्ग 1	$\Delta_{e.g.}$ H	वर्ग 16	$\Delta_{e.g.}$ H	वर्ग 17	$\Delta_{e.g.}$ H	वर्ग 0	$\Delta_{e.g.}$ H
H	–73					He	+48
Li	–60	O	–141	F	–328	Ne	+116
Na	–53	S	–200	Cl	–349	Ar	+96
K	–48	Se	–195	Br	–325	Kr	+96
Rb	–47	Te	–190	I	–295	Xe	+77
Cs	–46	Po	–174	At	–270	Rn	+68

- नोबल गैसों की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी बहुत धनात्मक हैं क्योंकि इलेक्ट्रॉन अगले उच्च ऊर्जा स्तर में प्रवेश कर बहुत अस्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास धारण कर लेता है।
- O या F की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी, S या Cl से कम होती हैं, इसका कारण यह हैं कि जब एक इलेक्ट्रॉन को O या F में जोड़ा जाता हैं तो जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन छोटे ऊर्जा स्तर n = 2 में जाता हैं वहाँ यह अन्य इलेक्ट्रॉनों से प्रतिकर्षण अनुभव करता हैं। S या Cl में, इलेक्ट्रॉन बड़े स्तर n = 3 में जाता हैं। यहाँ तुलनात्मक रूप से अधिक स्थान उपलब्ध होता हैं। जिससे इलेक्ट्रॉन–इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण कम हो जाता है।
- क्षारीय मृदा धातुओं की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी बहुत कम या धनात्मक होती हैं क्योंकि अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन ऐसे संयोजी कोश में जाता हैं जिसमें पूर्ण भरे s-कक्षक उपस्थित होते है।
- नाइट्रोजन की इलेक्ट्रॉन बंधुता बहुत कम होती हैं क्योंकि नाइट्रोजन में आगन्तुक इलेक्ट्रॉन पहले से ही अर्द्ध पूरित कक्षक में प्रवेश करता हैं जिससे इसमें उच्च इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण पाया जाता है।
- (i) इलेक्ट्रॉन बंधुता $\propto \frac{1}{\text{परमाणु आकार}}$

  (ii) इलेक्ट्रॉन बंधुता प्रभावी नाभिकीय आवेश (z_{eff})

  (iii) इलेक्ट्रॉन बंधुता $\propto \frac{1}{\text{परिरक्षण प्रभाव}}$

  (iv) अर्द्ध पूरित तथा पूर्ण पूरित उपकोश के कक्षकों का स्थायित्व तुलनात्मक रूप से अधिक होता हैं। ऐसे निकाय में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन का जुड़ना कठिन हो जाता हैं, इस प्रकार से इलेक्ट्रॉन बंधुता का मान घट जाता है।

Solved Examples

उदा-10. N, P, O और S तत्वों को उनकी बढ़ती हुई ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी के क्रम में व्यवस्थित करो ?

हल. बढ़ती हुए ऋणात्मक इलैक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी है– N < P < O < S

उदा-11. हैलोजनो की ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी का मान अधिकतम होता है क्यों ?

हल. हैलोजनो के संयोजकता कोष का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^5 है अतः यह स्थायी उत्कृष्ट गैस विन्यास ns^2np^6 ग्रहण करने के लिए ये एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करती है इसी कारण इनमें अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने प्रवृति अधिक होती है अतः इनकी इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी अधिक होती है।

उदा-12. O^x, O^y, O^z में से किसकी इलेक्ट्रॉन बंधुता अधिकतम होगी, [x,y और z क्रमशः 0, – 1 और –2].

(A) O^x (B) O^y (C) O^z (D) सभी समान है।

हल. उदासीन होने के कारण ऑक्सीजन की अधिकतम इलेक्ट्रॉन बंधुता होगी। (अतः यहाँ संयोजन इलेक्ट्रॉन और ऋणायन के बीच स्थिर वैद्युत प्रतिकर्षण है) अतः विकल्प (A) सही है।

उदा-13. समीकरण $I(g) + e^-(g) \rightarrow I^-(g)$ के अनुसार वाष्प अवस्था में जब आयोडीन के मिलियन परमाणुओं को पूर्णतः I^- आयन में परिवर्तित करते है तो ऊर्जा की मात्रा 5.0×10^{-13} J है तो आयोडीन की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी की गणना KJ mol^{-1} और eV प्रति परमाणु के रूप में करो।

हल. आयोडीन की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी, उत्सर्जित ऊर्जा के बराबर है। वाष्प अवस्था में जब आयोडीन परमाणुओं का एक मोल I^- आयन में परिवर्तित होता है।

$$= -\frac{5.0 \times 10^{-13} \times 6.023 \times 10^{23}}{10^6} = -30.1 \times 10^4 \text{ J} = -301 \text{ kJ}.$$

इलैक्ट्रॉन वोल्ट प्रति परमाणु में आयोडीन की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी = $\frac{-301}{96.5} = -3.12.$

उदा-14. नाभिकीय आवेश अधिक होने के बावजूद भी Li तथा Be के मध्य इलेक्ट्रॉन बन्धुता में बहुत बड़ा अन्तर होता है।

हल. Li व Be का इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास $[He]2s^1$ तथा $[He]2s^2$ है। Li में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन 2s कक्षक में प्रवेश करता है लेकिन Be में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन 2p कक्षक में प्रवेश करता है तथा कम दृढ़ता से बन्धा होता है। जबकि Be में नाभिकीय आवेश अच्छे से परिरक्षित होता है तथा इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी ऊष्माक्षेपी होती है।

खण्ड (G) : इलेक्ट्रॉन ऋणात्मकता

(7) **विद्युतऋणता :**

किसी सहसंयोजक बन्ध से बंधित अणु में परमाणु द्वारा साझित इलेक्ट्रोन को अपनी तरफ आकर्षित करने की प्रवृति विद्युतऋणता कहलाती है।

तत्व की विद्युतऋणता का परिमाण इसके आयनन विभव व उच्च इलेक्ट्रोन बन्धुता पर निर्भर करता है। उच्च आयनन विभव व इलेक्ट्रान बन्धुता 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 इलेक्ट्रानो के बीच आकर्षण बल बढ़ेगा, इसलिए विद्युतऋणता का मान भी बढ़ेगा।
- उच्च ऑक्सीकरण अवस्था में, तत्व अधिकतम धनात्मक आवेश का परिमाण रखते है। इस तरह से, तत्वो पर अधिक आवेश के कारण यह उच्च ध्रुवण क्षमता रखते है। इसी तरह से, तत्वों की ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने से विद्युतऋणता भी बढ़ती है। (धनायन पर आवेश α परमाणु की विद्युतऋणता)।
- 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।

पॉलिंग पैमाने के अनुसार कुछ तत्वों की विद्युतऋणता

तत्व	H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	P	S	Cl	Br	I
विद्युतऋणता	2.1	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	0.9	2.1	2.5	3.0	2.8	2.5

सारणी-6

एक वर्ग में विद्युत ऋणता (EN) का परिवर्तन	एक आवर्त में विद्युत ऋणता (EN) का परिवर्तन
वर्ग में नीचे की तरफ जाने पर Z बढ़ता है। किन्तु Z_{eff} लगभग स्थिर होता है। कोशो की संख्या (n) बढने पर, r_n (परमाण्वीय त्रिज्या) बढ़ेगी। जबकि (EN) विद्युत ऋणता वर्ग से नीचे जाने पर घटती है।	जबकि आवर्त में बाँये से दाँये Z, Z_{eff} बढ़ता है। r_n घटता है। तथा विद्युत ऋणता (EN) एक आवर्त में एक सिरे से 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 पैमानो से मापन करते है।

(a) **पॉलिग पैमाना :** लिन्स पॉलिंग ने एक विधि की खोज की जिसके अनुसार मुख्य तत्वो की आपेक्षिक विद्युत ऋणता पॉलिंग की गणना से की जाती है।

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

E_{A-B} = 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 ऊर्जाऐं 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 ऊर्जाऐं **KJ / mol** में है।

(b) **मुलीकन पैमाना :** मिलिकन ने विद्युतऋणता को किसी परमाणु के आयनन विभव तथा इलेक्ट्रान बन्धुता के औसत मान के रूप में माना।

$$\chi_M = \frac{IE + EA}{2}$$

पॉलिंग विद्युत ऋणता χ_P मुलिकन विद्युत ऋणता χ_M से निम्न प्रकार से सम्बन्धित है।

$$\chi_P = 1.35\,(\chi_M)^{1/2} - 1.37$$

यह पोलिंग पैमाने से लगभग 2.8 गुना अधिक होती है।

विद्युतऋणता के अनुप्रयोग :

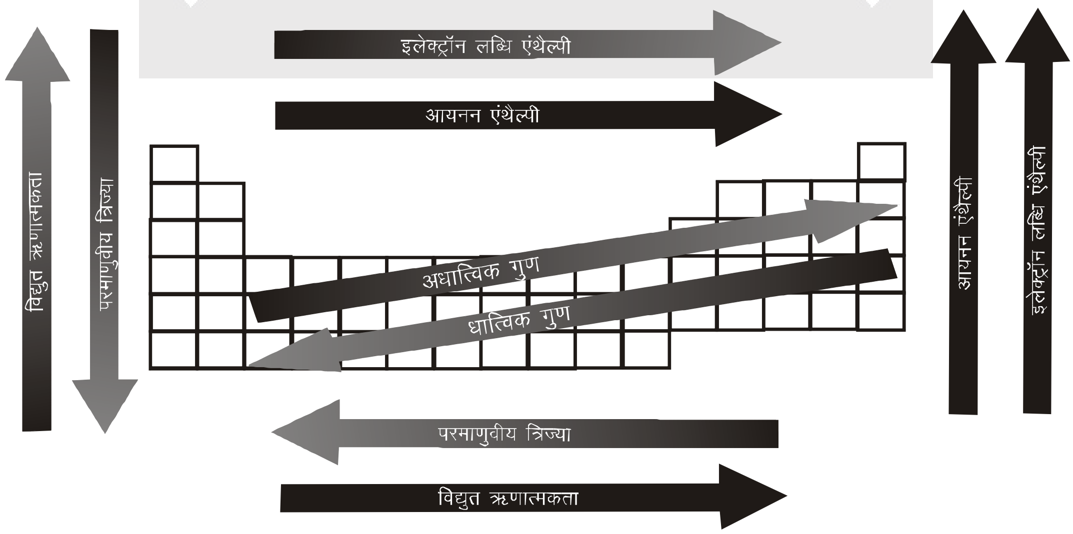
(a) **नामकरण :** यौगिक जो कि दो अधातुओं के द्वारा बनाये जाते है द्विअंगी यौगिक कहलाते है अधिक विद्युतऋणता वाले तत्व के नाम के अन्त में अनुलग्न–आईड लगाया जाता है सूत्र का नाम लिखने में पहले कम विद्युत ऋणता वाले तत्व को अधिक विद्युत ऋणता वाले तत्व के पहले लिखा जाता है। उदाहरण के लिए –

सही सूत्र	**नाम**
(a) $I^+ Cl^-$	आयोडीन क्लोराईड
(b) $Cl^+ F^-$	क्लोरीन फ्लुराईड
(c) $Br^+ Cl^-$	ब्रोमिन क्लोराईड
(d) IBr	आयोडीन ब्रोमाईड
(e) OF_2	ऑक्सीजन डाईफ्लूराईड
(f) Cl_2O	डाईक्लोराईड ऑक्साइड

(b) **बंध लम्बाई पर प्रभाव:** जब एक अणु में दो परमाणुओं के मध्य Δ EN बढ़ता है तब उन परमाणुओं के मध्य बंध लम्बाई घटती है।

Δ EN का क्रम :– HF > HCl > HBr > HI

बंध लम्बाई का क्रम:– HF < HCl < HBr < HI



MISCELLANEOUS SOLVED PROBLEMS

1. पहली संक्रमण धातु श्रेणी की एक धातु से M^{2+} आयन बनाया जाता है, जो 3d उपकोश में चार इलेक्ट्रॉन रखता है। तत्व M क्या हो सकता है ?

उत्तर. क्रोमियम

हल. M^{2+} का इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास : $[Ar]^{18}\,4s^0\,3d^4$

$\therefore$ M का इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास : $[Ar]^{18}\,4s^1\,3d^5$ (and not $4s^2\,3d^4$)

अतः, कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 24.

अतः, धातु M क्रोमियम (Cr) है।

2. कुछ तत्वों के संयोजी कोश के इलेक्ट्रॉनिक नीचे दिए गए है :

(i) $3s^2\,3p^5$ (ii) $3d^{10}\,4s^2$ (iii) $2s^2\,3p^6\,4s^1$ (iv) $1s^2\,2s^2$

आवर्त सारणी में वे किस ब्लॉक में आते है ज्ञात कीजिए ?

उत्तर. (i) p-ब्लॉक (ii) d-ब्लॉक (iii) s-ब्लॉक (iv) s-ब्लॉक

हल. किसी तत्व का ब्लॉक उपकोश के प्रकार पर निर्भर करता हैं जो अन्तिम इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है।

3. तत्व का वर्ग ज्ञात कीजिए जिसका इलैक्ट्रॉनिक विन्यास, $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^6\,4s^2$ है।

उत्तर. यदि अन्तिम इलैक्ट्रॉन d-उपकोश में प्रवेश करता हैं अर्थात् यह d-ब्लॉक में आता है –

d ब्लॉक के तत्वों के लिए वर्ग संख्या = संयोजी कोश इलैक्ट्रॉनों की संख्या + (n-1) d-उपकोश में इलैक्ट्रॉनों की संख्या

वर्ग संख्या = 6 + 2 = 8.

4. निम्न आयनों को उनके आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए : Be^{2+}, Cl^-, S^{2-}, Na^+, Mg^{2+}, Br^- ?

उत्तर. $Be^{2+} < Mg^{2+} < Na^+ < Cl^- < S^{2-} < Br^-$

हल. Be^{+2}, Mg^{+2} की तुलना में छोटा है क्योंकि Be^{+2} एक कोश रखता है जबकि Mg^{+2} दो कोश रखता है।

Mg^{+2} और Na^+ समइलेक्ट्रॉनिक आयन है; आयनिक त्रिज्या $\propto$ 1/नाभिकीय आवेश

Cl^- और S^{2-} समइलैक्ट्रॉनिक आयन है : आयनिक त्रिज्या $\propto$ 1/नाभिकीय आवेश

Cl^-, Br^- की तुलना में छोटा है क्योंकि Cl^- तीन कोश रखता है जबकि Br^- चार कोश रखता है।

5. कुछ तत्वों की प्रथम (IE_1) और द्वितीय (IE_2) आयनन विभव (kJ mol^{-1}) रोमन संख्या द्वारा नीचे दी गयी हैं :

	I	II	III
IE_1	403	549	1142
IE_2	2640	1060	2080

तो ऊपर के तत्वों में कौन किसके समान है।

(a) अधातु (b) क्षारीय धातु (c) क्षारीय मृदा धातु

उत्तर. (a) अधातु (III) – उच्च आयनन ऊर्जा के कारण, (IE_1) और (IE_2).

(b) क्षार धातु (I) – निम्न आयनन ऊर्जा के कारण, (IE_1) और यहाँ (IE_2) में कूदता है। अक्रिय विन्यास के कारण

(c) क्षारीय मृदा धातु (II) – यहाँ (IE_1) और (IE_2) में सूक्ष्म अन्तर है। (IE_1) का मान (1) की तुलना में थोड़ा ज्यादा है। (ns^2) स्थायी विन्यास के कारण।

6. फ्लोरीन का आयनन विभव और इलेक्ट्रॉन बंधुता क्रमशः 17.42 और 3.45 eV हैं। फ्लोरीन की विद्युतऋणता की गणना कीजिए।

हल. मुलीकेन के अनुसार विद्युतऋणता $(\chi_M) = \dfrac{\text{आयनन ऊर्जा + इलेक्ट्रॉन बंधुता}}{2} = \dfrac{17.42 + 3.45}{2} = 10.435$

पॉलिंग पैमाने पर विद्युतऋणात्मकता $(\chi_P) = \dfrac{10.435}{2.8} = 3.726$

उत्तर. $\chi_P = 3.726$

7. क्षारीय मृदा धातुओं की इलैक्ट्रॉन बन्धुता धनात्मक या कम ऋणात्मक क्यों है ?

हल. क्षारीय मृदा धातुओं की संयोजी कोश का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास सामान्यतः ns^2 (स्थायी विन्यास) है।

अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन np उपकोश में प्रवेश करता हैं, जिसे कि प्रभावी रूप से दो ns इलेक्ट्रॉनों तथा अन्तः इलेक्ट्रॉनों द्वारा परिरक्षित किया जाता है। इस अनुक्रम में क्षारीय मृदा धातुओं की अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने की थोड़ी या कम प्रवृत्ति होती है।

8. निम्न को सुमेलित कीजिए :

स्तम्भ-I		स्तम्भ-II	
(A)	ns^2, np^5	(p)	क्रोमियम
(B)	$(n-1)\ d^{10}, ns^1$	(q)	ताँबा
(C)	$(n-1)\ d^5, ns^1$	(r)	क्रिप्टॉन
(D)	$(n-1)\ d^{10}, ns^2, np^6$	(s)	ब्रोमीन

उत्तर. (A) → (s) ; (B) → (q) ; (C) → (p) ; (D) → (r).

हल. (A) हैलोजन का सामान्य संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^5 अतः यह विन्यास ब्रोमीन से सम्बन्धित है।

(B) $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$; ये d-ब्लॉक तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है। जैसा कि यह $(n-1)\ d^{10}ns^1$ विन्यास रखता है। यह कॉपर से सम्बन्धित है।

(C) $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$; ये d-ब्लॉक तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है। जैसा कि यह $(n-1)\ d^5\ ns^1$ विन्यास रखता है। यह क्रोमियम से सम्बन्धित है।

(D) नोबल गैस का सहयोजकता कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2\ np^6$ होता है, अतः ये क्रिप्टॉन से सम्बन्धित है।

9. निम्न को सुमेलित कीजिए :

स्तम्भ-I		स्तम्भ-II	
(A)	उपधातु	(p)	सल्फर
(B)	रेडियोएक्टिव	(q)	गोल्ड
(C)	संक्रमण तत्व	(r)	आर्सैनिक
(D)	चैलकोजैन	(s)	यूरेनियम

उत्तर. (A) → (r) ; (B) → (s) ; (C) → (q) ; (D) → (p)

हल. (A) आर्सैनिक उपधातु है क्योंकि यह धातु (धनायन निर्माण, As^{3+} -$AsCl_3$) के साथ साथ अधातु (ऋणायन निर्माण, As^{3-} -AsH_3) की तरह कार्य करती है।

(B) यूरेनियम एक रेडियो सक्रिय तत्व है।

(C) वे तत्व में जिनमें उनके उदासीन परमाणु या सबसे अधिक सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था आंशिक रूप से भरे हुए d-कक्षक रखते है, संक्रमण तत्व कहलाते हैं। गोल्ड +3 ऑक्सीकरण अवस्था में है तथा साथ ही इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[Xe]^{54}$, $5d^86s^0$ रखता है।

(D) 16^{th} वर्ग तत्व जैसे ऑक्सीजन व सल्फर अयस्क का निर्माण तत्व है। इसलिए इन्हें चैलकोजैन कहते है।

10. निम्न को सुमेलित कीजिए :

स्तम्भ-I		स्तम्भ-II	
(A)	प्रतिनिधि तत्व	(p)	सीरियम
(B)	लैन्थेनाइड	(q)	एल्युमीनियम
(C)	सिक्का धातु	(r)	थोरियम
(D)	एक्टिनॉइड	(s)	गोल्ड

उत्तर. (A) → (q) ; (B) → (p) ; (C) → (s) ; (D) → (r)

हल. (A) s-ब्लॉक तथा p-ब्लॉक तत्व संयुक्त रूप से प्रतिनिधि तत्व कहलाते हैं। जैसेकि एलुमीनियम में अन्तिम इलेक्ट्रॉन p-उपकोश ($[Ne]^{10}3s^23p^1$) में प्रवेश करता है।

(B) लैन्थेनाइड श्रेणी लेन्थेनम (परमाणु क्रमाक्र 57) तथा सिरियम (परमाणु क्रमाक्र 58) से प्रारम्भ होकर ल्युटेशियम (परमाणु क्रमाक 71) तक, चौदाह 4f- श्रेणी तत्व होते हैं।

(C) वर्ग 11-संक्रमण तत्व कॉपर, सिल्वर व गोल्ड सिक्का धातुओं (सिक्का बनाने में प्रयुक्त) से जाने जाते हैं।

(D) एक्टिनॉइड श्रेणी एक्टिनियम (परमाणु क्रमाक्र 89) तथा थोरियम (परमाणु क्रमाक्र 90) से प्रारम्भ होकर लोरेनसियम (परमाणु क्रमाक 103) तक, चौदाह 5f- श्रेणी तत्व होते हैं।

11. स्तम्भ-**I** के साथ निश्चित दिये गये को स्तम्भ-**II** में दिये गये प्रक्रम/धातु/प्रजाति के साथ सुमेलित कीजिए।

	स्तम्भ-I		**स्तम्भ-II**
(A)	समइलेक्ट्रॉनिक श्रेणी	(p)	$A^{+}(g)$ + ऊर्जा $\rightarrow A^{++}(g) + e^{-}(g)$
(B)	अर्द्धपूरित कक्षक	(q)	Ar, K^{+}, Ca^{++}
(C)	द्वितीय आयनन ऊर्जा	(r)	ल्यूटेशियम
(D)	आन्तरिक संक्रमण तत्व	(s)	एण्टीमनी

उत्तर. (A) $\rightarrow$ (q) ; (B) $\rightarrow$ (s) ; (C) $\rightarrow$ (p) ; (D) $\rightarrow$ (r)

हल. (A) प्रजाति जिसमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है लेकिन नाभिकीय आवेश भिन्न होते हैं, वह समइलेक्ट्रॉनिक प्रजाति कहलाते हैं। Ar, K^{+} व Ca^{++} में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। अर्थात् 18 लेकिन प्रोटॉन क्रमशः 18, 19 व 20 होते हैं।

(B) np^3, $(n–1)\ d^5$ व $(n–2)\ f^7$ अर्द्धभरे कक्षकों को प्रदर्शित करते है। एण्टीमनी ($[Kr]^{36}\ 4d^{10}5s^{2}5p^{3}$) विन्यास रखता है।

(C) एक एकलसंयोजी धनायन (g) से एक इलेक्ट्रॉन को हटाने के लिए आवश्यक ऊर्जा द्वितीयक आयनन ऊर्जा कहलाती है।

(D) 4f व 5f- श्रेणी तत्व अन्तः संक्रमण तत्व कहलाते है। क्योंकि उनमें सबसे तीन बाह्यतम कोश अपूर्ण होते है।

12. स्तम्भ-**I** में तत्वों की सूची के तत्वों / अभिलाक्षणिक के प्रकार व स्तम्भ –**II** में दी गई सही सूची में मिलान कीजिए ।

स्तम्भ-I		**स्तम्भ-II**	
(A)	उच्चतम आयनन विभव	(p)	टैक्निशियम
(B)	उच्चतम विद्युतऋणता	(q)	लीथियम
(C)	कृत्रिम तत्व	(r)	हीलियम
(D)	उच्च अपचयन क्षमता	(s)	फ्लोरीन

उत्तर. (A) $\rightarrow$ (r) ; (B) $\rightarrow$ (s) ; (C) $\rightarrow$ (p) ; (D) $\rightarrow$ (q).

हल. (A) आवर्त सारणी के सभी तत्वों में हीलियम की 1^{st} आयनन ऊर्जा उच्चतम होती है। क्योंकि इसका कारण ns^2 संयोजी इलेक्ट्रॉन विन्यास व परमाणु का छोटा आकार का होना है।

(B) पॉलिग पैमाने पर फ्लोरीन छोटे आकार के कारण, फ्लोरीन के उच्चतम विद्युत ऋणता अर्थात् 4.0 होती है।

(C) टैक्निशियम एक मानव निर्मित तत्व है।

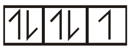
(D) लीथियम परमाणु के छोटे आकार के होने व उच्चतर जलयोजन ऊर्जा व E^{o} के उच्चतम ऋणात्मक मान के कारण लीथियम एक प्रबलतम अपचायक अभिकर्मक है।

13. स्तम्भ-**I** s-, p- तथा d-ब्लॉक तत्वों के निश्चित जानकारी को रखता है। इसे स्तम्भ-**II** में सूचीकृत तत्वों की वर्ग संख्या के साथ सुमेलित कीजिए।

स्तम्भ-I		**स्तम्भ-II**	
(तत्व / तत्वों)		**(वर्ग संख्या)**	
(A)	एक तत्व जिसकी चतुर्थ कक्षा दो p इलेक्ट्रॉन रखती है।	(p)	8^{th} वर्ग
(B)	तत्व जिसके संयोजी कक्ष में एक अयुग्मित p इलेक्ट्रॉन है।	(q)	12^{th} वर्ग
(C)	तत्व जो अन्तिम इलेक्ट्रॉन (n – 1) d-उपकोश में ग्रहण करता है।	(r)	14^{th} वर्ग
(D)	एक तत्व जिसका मूल अवस्था में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[Ar]_{18}\ 4s^{2}3d^{10}$	(s)	17^{th} वर्ग

उत्तर. (A) $\rightarrow$ (r) ; (B) $\rightarrow$ (s) ; (C) $\rightarrow$ (p, q) ; (D) $\rightarrow$ (q).

हल. (A) $[Ar]3d^{10}4s^{2}4p^{2}$: चौथी कोश 2p आर्बिटल रखती है। जैसे $4p^2$: जिसकी वर्ग संख्या = 10 + 4 = 14.

(B) हैलोजन (जैसे वर्ग संख्या 17) की संयोजी कोश का इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^{2}np^{5}$ और इसके p-उपकोश में एक अयुग्मित इलैक्ट्रॉन है। जैसे, 

(C) तत्व, जिसमें अन्तिम इलैक्ट्रॉन d-उपकोश में प्रवेश करता है। d-ब्लॉक में आता है।

d-ब्लॉक तत्वों के लिए वर्ग संख्या = संयोजी कोश में इलैक्ट्रॉन की संख्या + (n – 1) d-उपकोश में इलैक्ट्रॉन की संख्या

वर्ग संख्या 8 संयोजी कोश इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^{2}(n – 1)d^{6}$ है। जहाँ वर्ग सख्या = 2 + 6 = 8.

जिसके समान, वर्ग संख्या 12 है। संयोजी कोश इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^{2}(n – 1)d^{10}$ है। जहाँ वर्ग संख्या = 2 + 10 = 12.

वर्ग 8 और 12 में अन्तिम इलैक्ट्रॉन d-उपकोश में प्रवेश करता है।

(D) इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $[Ar]4s^{2}3d^{10}$ के लिए = 2 + 10 = 12.