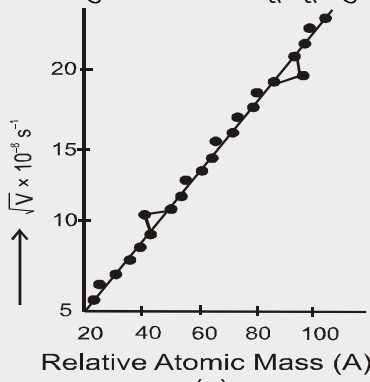
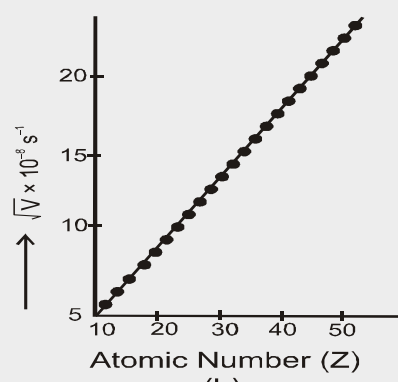




आवर्त सारणी तथा आवर्तिता

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 हैं 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 (वर्ग) को रखती है।
3.	आधारित	परमाणु क्रमांक
4.	प्रयोग	<p>(i) मोजले ने एक प्रयोग किया जिसमें भिन्न धातु सतह पर उच्च गतिशील इलेक्ट्रॉन की बमबारी की व X-किरणें (विद्युत चुम्बकीय किरणें) प्राप्त की। उसने पाया कि तत्वों के अभिलाक्षणिक X-किरण स्पेक्ट्रा में नियमितियाँ प्रेक्षित कि तथा पाया कि \sqrt{v} तथा Z (परमाणु क्रमांक) के मध्य आरेख की सीधी रेखा प्राप्त होती है जबकि \sqrt{v} तथा A (परमाणु भार) के मध्य नहीं, तथा $\sqrt{v} = a(Z - b)$, जहाँ a व b नियतांक है जो किसी भी तत्वों के लिए समान है, तथा v, X-किरणों की आवृत्ति है। इस प्रकार यह निष्कर्ष निकलता है कि परमाणु द्रव्यमान की तुलना में परमाणु क्रमांक अधिक मूलभूत गुण होते हैं।</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;">   </div> <p>(ii) मोजले का निष्कर्ष है कि तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्त फलन होते हैं।</p>
5.	आधुनिक आवर्त नियम	तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं। इसलिए जब तत्वों को परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित करते हैं तो निश्चित अन्तराल के बाद समान गुणधर्म वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होती है।
6.	आवर्तिता	जब परमाणु क्रमांक के बढ़ते हुए क्रम में तत्वों को व्यवस्थित करे तो कुछ (निश्चित) अन्तराल के बाद तत्वों के गुणधर्मों की पुनरावृत्ति होती है। (a) एक आवर्त में, अन्तिम कक्षा समान रहती है लेकिन इलेक्ट्रॉन की संख्या में धीरे-धीरे वृद्धि होती है। (b) एक वर्ग में, अन्तिम कक्षा में इलेक्ट्रॉन 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 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 में समान गुणों वाले तत्व अन्तराल 2, 8, 8, 18, 18 तथा 32 पर प्राप्त होते हैं। ये मेजिक संख्याएँ कहलाती हैं।

आधुनिक आवर्त सारणी क्षैतिज पंक्तियाँ (आवर्त) व ऊर्ध्वाधर कॉलम (वर्ग) 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 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 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 कक्षकों की संख्या	1 3 5	
	(3s) (3p) (3d)	

कुल कक्षकों की संख्या	9	हैं।

3d कक्षकों की ऊर्जा 4s कक्षक की ऊर्जा से ज्यादा होती है। इसमें 4 कक्षकों (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-1

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		d-Block Elements										p-Block Elements						
1 IA																		18 VIII A
1 H 1.007	2 II A											13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	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	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 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 58.933	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 294	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 हैं।

(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 हैं।

- ◆ 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 बाँये (left) भाग में पाये जाते हैं।
- ◆ 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 हैं।

- ◆ 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 दाई (Right) ओर स्थित हैं।
- ◆ 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 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 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 धातुएँ हैं और इनमें से अधिकांश रंगीन संकुल अथवा आयन बनाते हैं।



- ◆ d-ब्लॉक तत्वों को चार श्रेणियों में बाँटा गया है।
 - (1) प्रथम संक्रमण श्रृंखला (3d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{21}\text{Sc}$ – $_{30}\text{Zn}$ तक है। जिसमें 3d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।
 - (2) द्वितीय संक्रमण श्रृंखला (4d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{39}\text{Y}$ – $_{48}\text{Cd}$ तक है। जिसमें 4d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।
 - (3) तृतीय संक्रमण श्रृंखला (5d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{57}\text{La}$, $_{72}\text{Hf}$ – $_{80}\text{Hg}$ तक है। जिसमें 5d उपकोश में इलेक्ट्रॉन भरे जाते है।
 - (4) चतुर्थ संक्रमण श्रृंखला (6d श्रृंखला) इसमें 10 तत्व है यह $_{89}\text{Ac}$, $_{104}\text{Rf}$ – $_{112}\text{Uub}$ 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 अन्तःउपान्त्य (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 तत्वों 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 बाँटा गया है।
 1. प्रथम अन्तः संक्रमण या 4 f-श्रेणी में $_{58}\text{Ce}$ से $_{71}\text{Lu}$ तक 14 तत्व है। इसमें इलेक्ट्रॉन 4f उपकोश में भरा जाता है।
 2. द्वितीय अन्तः संक्रमण या 5 f-श्रेणी में $_{90}\text{Th}$ से $_{103}\text{Lr}$ तक 14 तत्व है। इसमें इलेक्ट्रॉन 5f उपकोश में भरा जाता है।
- ◆ आवर्त सारणी के अवाञ्छनीय विस्तार को रोकने के लिए लैन्थेनाइड और एक्टिनाइड को आवर्त सारणी के नीचे रखा गया है।

Building-Block Elements
Oxygen (O)
Carbon (C)
Hydrogen (H)
Nitrogen (N)

These four elements compose almost 96% of the mass of the human body.

Major Minerals

Potassium (K), sodium (Na), and chlorine (Cl) are present in body fluids.

Magnesium (Mg) and sulfur (S) are found in proteins.

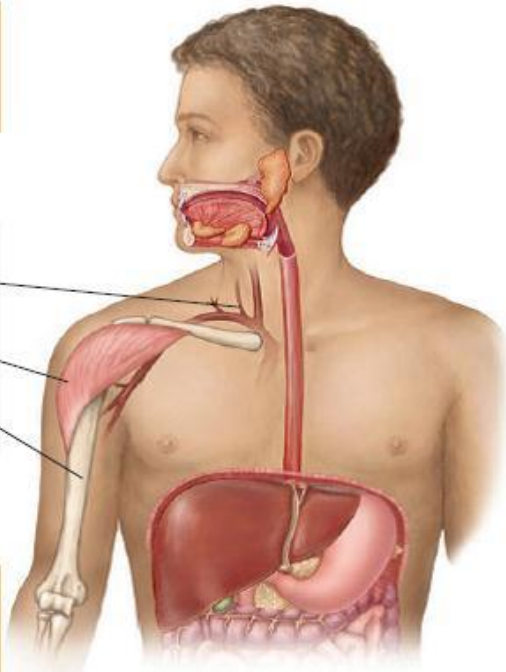
Calcium (Ca) and phosphorus (P) are present in teeth and bones.

Each major mineral is present in 0.1–2% by mass. At least 100 mg of each mineral is needed in the daily diet.

Trace Elements

Arsenic (As)	Iron (Fe)
Boron (B)	Manganese (Mn)
Chromium (Cr)	Molybdenum (Mo)
Cobalt (Co)	Nickel (Ni)
Copper (Cu)	Selenium (Se)
Fluorine (F)	Silicon (Si)
Iodine (I)	Zinc (Zn)

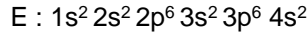
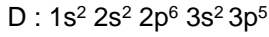
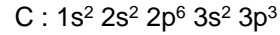
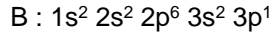
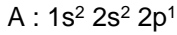
Each trace element is present in less than 0.1% by mass. A small quantity (15 mg or less) of each element is needed in the daily diet.





Solved Examples

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



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 बाह्य 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 उपान्त्यकोश 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 = (n - 1) d उपकोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या + संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉन की संख्या

(d) f ब्लॉक तत्वों के लिए $\left[\frac{(58-71) 4f}{(92-103) 5f} \right]$ - 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 हैं। ($1s^2$) 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) में रखा जा सकता है। यह एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके नोबल गैस विन्यास भी प्राप्त कर सकता है अतः यह समूह 17 (हेलोजन परिवार) के तत्वों के समान व्यवहार कर सकता है। क्योंकि यह एक विशिष्ट परिस्थिति है। अतः हम हाइड्रोजन को आवर्त सारणी के शीर्ष पर पृथक रूप से स्थान दे सकते हैं।

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

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 क्वांटम संख्या 7 (अर्थात् $7s^2$) है।





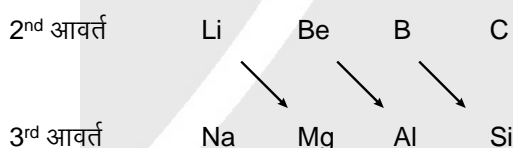
धातुएँ तथा अधातुएँ :

- 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 धातुएँ हैं तथा यह आवर्त सारणी की बायीं ओर स्थित है धातुएँ 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 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 धातुएँ आवर्त सारणी में दायीं ओर ऊपर की तरफ स्थित हैं। अधातुएँ कमरे के ताप पर निम्न गलनांक तथा क्वथनांक बिन्दु के साथ सामान्यतः ठोस, द्रव या गैसीय अवस्था में पायी जाती हैं यह ऊष्मा तथा विद्युत की कम चालक होती हैं अधातुओं के ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।

उपधातु (अर्द्धधातुएँ) :

- आवर्त सारणी से यह अधिक स्पष्ट है कि एक आवर्त में बायीं से दायीं 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 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, Se तथा Te आते हैं।
- उपधातुओं के ऑक्साइडों के गुण सामान्यतः उभयधर्मी प्रकृति के होते हैं।

विकर्ण सम्बन्ध : द्वितीय आवर्त के निश्चित 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 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 हैं।



विकर्ण सम्बन्ध उत्पन्न होता है। क्योंकि

- 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। ($\text{Li} = 1.23 \text{ \AA}$ & $\text{Mg} = 1.36 \text{ \AA}$; $\text{Li}^+ = 0.76 \text{ \AA}$ & $\text{Mg}^{2+} = 0.72 \text{ \AA}$)
- कई बार दर्शाया जाता है कि विकर्ण सम्बन्ध के प्राप्त होने का कारण विद्युत ऋणाता के मानों में विकर्ण समानता होना है। ($\text{Li} = 1.0$ & $\text{Mg} = 1.2$; $\text{Be} = 1.5$ & $\text{Al} = 1.5$; $\text{B} = 2.0$ & $\text{Si} = 1.8$)
- Be तथा Al भी विकर्ण सम्बन्ध दर्शाते हैं। इस स्थिति में आकार लगभग समान नहीं होता है। ($\text{Be}^{2+} = 0.45 \text{ \AA}$ तथा $\text{Al}^{3+} = 0.535 \text{ \AA}$ लेकिन आवेश प्रति इकाई क्षेत्रफल लगभग समान होता है। ($\text{Be}^{2+} = 2.36$ तथा $\text{Al}^{3+} = 2.50$) क्योंकि आवेश क्रमशः +2 तथा +3 हैं।

$$\text{आवेश प्रति इकाई क्षेत्रफल} = \frac{(\text{आयनिक आवेश})}{\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot (\text{आयनिक त्रिज्या})^2}$$



परिरक्षण प्रभाव तथा Z_{eff}

परमाण्वीय गुणधर्मी की आवर्तता

(1) Z_{eff} की गणना

बाह्य इलेक्ट्रॉन दो विपरीत बल अनुभव करता है:-

- नाभिक द्वारा आकर्षण बल।
- 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।

$$Z_{\text{eff}} = Z - \sigma$$

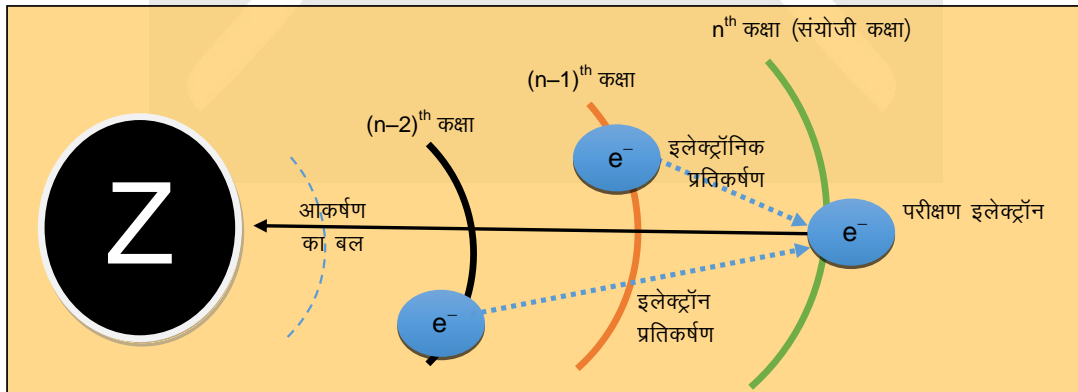
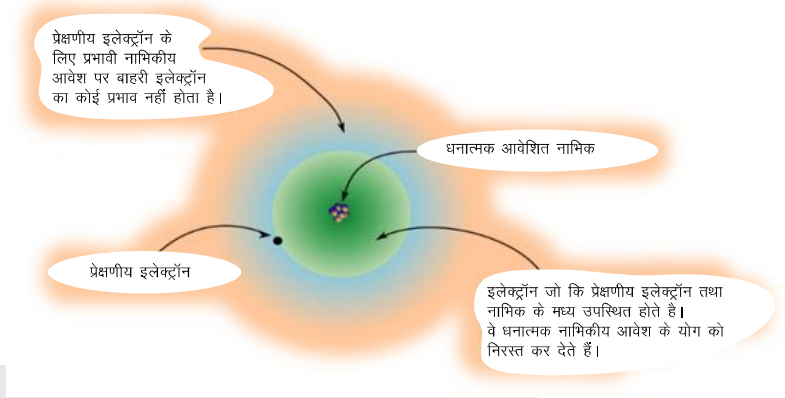
Z_{eff} = प्रभावी नाभिकीय आवेश, Z = परमाणु क्रमांक, σ = परिरक्षण नियतांक या स्लेटर नियतांक प्रभावी नाभिकीय आवेश एक परमाणु में उपस्थित सभी इलेक्ट्रॉनों के लिए समान नहीं होता है तथा यह इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के मध्य दूरी बढ़ने के साथ परिवर्तित है। वह प्रभाव जिसमें नाभिक द्वारा आकर्षण से अन्तः इलेक्ट्रॉन 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 चूँकि s-इलेक्ट्रॉन नाभिक के निकटस्थ होते हैं।

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





सारणी-2

आवर्त सारणी में तत्व की सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था की सूची

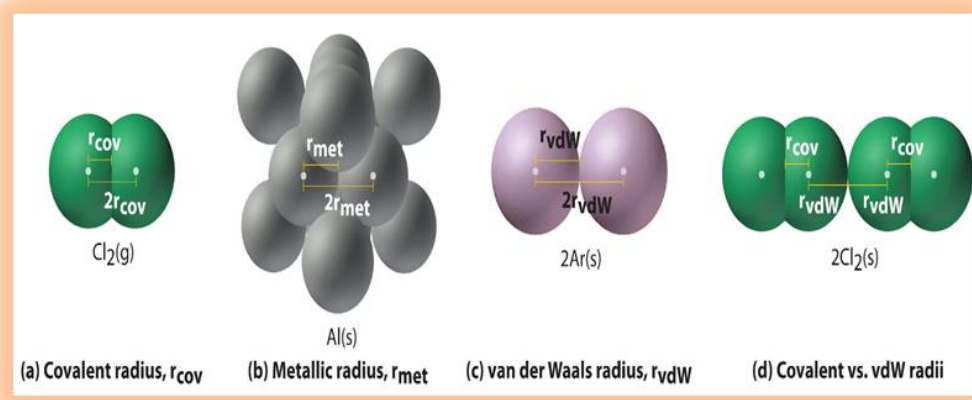
1 H +1 -1											18 He						
2											13	14	15	16	17	18	
3 Li +1	3 Be +2											5 B +3 -3	6 C +4 +2 -4 etc.	7 N +5 +4 +3 +1 -3 0 etc.	8 O +2 - 1/2 -1 -2	9 F -1	10 Ne
11 Na +1	12 Mg +2											13 Al +3	14 Si +4 -4	15 P +5 +3 +1 -3	16 S +6 +4 +2 -2	17 Cl +7 +5 +3 +1 0 -1	18 Ar 0
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K +1	Ca +2	Sc +2 +3	Ti +2 +3 +4	V +2 +3 +4 +5	Cr +2 +3 +4 +5 +6	Mn +2 +3 +4 +5 +6 +7	Fe +2 +3 +4 +5 +6	Co +2 +3 +4 +5	Ni +2 +3 +4	Cu +1 +2	Zn +2	Ga +3	Ge +4 -4	As +5 +3 -3	Se +6 +4 -2	Br +7 +5 +3 +1 -1	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 (A) : परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या

(1) 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 हैं।

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

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)	<div style="text-align: center;"> </div> <p>सहसंयोजी त्रिज्या सहसंयोजक यौगिकों में परिकल्पित की जाती है। सहसंयोजक यौगिकों में सहसंयोजी बन्ध बनाते हैं। सहसंयोजी बन्ध परमाण्वीय कक्षकों के अतिव्यापन से निर्मित होते हैं। सहसंयोजी त्रिज्या के प्रकार</p>																														
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>हैलोजन</th> <th>अणु</th> <th>संरचना</th> <th>प्रारूप</th> <th>$d(X-X) / \text{pm}$ (गैस प्रावस्था)</th> <th>$d(X-X) / \text{pm}$ (ठोस प्रावस्था)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>फ्लोरीन</td> <td>F₂</td> <td>$\text{F} - \text{F}$ 143pm</td> <td></td> <td>143</td> <td>149</td> </tr> <tr> <td>क्लोरीन</td> <td>Cl₂</td> <td>$\text{Cl} - \text{Cl}$ 199pm</td> <td></td> <td>199</td> <td>198</td> </tr> <tr> <td>ब्रोमीन</td> <td>Br₂</td> <td>$\text{Br} - \text{Br}$ 228pm</td> <td></td> <td>228</td> <td>227</td> </tr> <tr> <td>आयोडीन</td> <td>I₂</td> <td>$\text{I} - \text{I}$ 266pm</td> <td></td> <td>266</td> <td>272</td> </tr> </tbody> </table>	हैलोजन	अणु	संरचना	प्रारूप	$d(X-X) / \text{pm}$ (गैस प्रावस्था)	$d(X-X) / \text{pm}$ (ठोस प्रावस्था)	फ्लोरीन	F ₂	$\text{F} - \text{F}$ 143pm		143	149	क्लोरीन	Cl ₂	$\text{Cl} - \text{Cl}$ 199pm		199	198	ब्रोमीन	Br ₂	$\text{Br} - \text{Br}$ 228pm		228	227	आयोडीन	I ₂	$\text{I} - \text{I}$ 266pm		266	272	
हैलोजन	अणु	संरचना	प्रारूप	$d(X-X) / \text{pm}$ (गैस प्रावस्था)	$d(X-X) / \text{pm}$ (ठोस प्रावस्था)																											
फ्लोरीन	F ₂	$\text{F} - \text{F}$ 143pm		143	149																											
क्लोरीन	Cl ₂	$\text{Cl} - \text{Cl}$ 199pm		199	198																											
ब्रोमीन	Br ₂	$\text{Br} - \text{Br}$ 228pm		228	227																											
आयोडीन	I ₂	$\text{I} - \text{I}$ 266pm		266	272																											



(i) सम परमाण्वीय अणुओं में	दो एकल बन्धित दो नाभिक (समान परमाणु की) के मध्य अन्तर नाभिकीय दूरी का आधा सहसंयोजी त्रिज्या होती है।												
	A-A(A ₂) अणु की अन्तर नाभिकीय 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} = $\frac{1.98}{2} = 0.99 \text{ Å}$												
	O, N व C आदि तत्वों की SBCR (एकल बन्धित सहसंयोजक त्रिज्या) क्रमशः H ₂ O ₂ , N ₂ H ₄ , C ₂ H 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 ∴ 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 नाभिक की ओर आकर्षित होते हैं व परमाण्वीय त्रिज्या घटती है। और यही नहीं बाह्यतम कोश से सभी इलेक्ट्रॉनों के ह्रास के पश्चात् उपान्त्य कोश, बाह्यतम कोश हो जाता है जो नाभिक के पास होता है अतः आकार घटता है।												
	$\text{धनायन का आकार} \propto \frac{1}{\text{धनात्मक आवेश का परिमाण या } Z_{\text{प्रभावी}}}$												
उदाहरण	$\text{धनायन का आकार} = \text{Fe} > \text{Fe}^{+2} > \text{Fe}^{+3}$ $\text{धनायन का आकार} = \text{Pb}^{+2} > \text{Pb}^{+4}$ $\text{धनायन का आकार} = \text{Mn} > \text{Mn}^{+2} > \text{Mn}^{+3} > \text{Mn}^{+4} > \text{Mn}^{+5} > \text{Mn}^{+6} > \text{Mn}^{+7}$												
(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 हैं, 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।												
	$\text{ऋणायन का आकार} \propto \text{ऋणात्मक आवेश का परिमाण}$												
उदाहरण : F ⁻ का आकार F से अधिक होता है, क्यों ? हल :	<table border="1"> <tr> <td></td> <td>F</td> <td>F⁻</td> </tr> <tr> <td>प्रोटोन</td> <td>9</td> <td>9</td> </tr> <tr> <td>इलेक्ट्रॉन</td> <td>9</td> <td>10</td> </tr> <tr> <td>$\frac{Z}{e^-}$</td> <td>$\frac{9}{9} = 1$</td> <td>$\frac{9}{10} = 0.9$</td> </tr> </table>		F	F ⁻	प्रोटोन	9	9	इलेक्ट्रॉन	9	10	$\frac{Z}{e^-}$	$\frac{9}{9} = 1$	$\frac{9}{10} = 0.9$
	F	F ⁻											
प्रोटोन	9	9											
इलेक्ट्रॉन	9	10											
$\frac{Z}{e^-}$	$\frac{9}{9} = 1$	$\frac{9}{10} = 0.9$											
	अतः F ⁻ का Z _{प्रभावी} F से कम होता है अतः F ⁻ का आकार F से अधिक होता है। अर्थात् F ⁻ > F												





Sizes of atoms and their ions in pm

Group 1		Group 2		Group 13		Group 16		Group 17	
Li ⁺ 90	Li 134	Be ²⁺ 59	Be 90	B ³⁺ 41	B 82	O 73	O ²⁻ 126	F 71	F ⁻ 119
Na ⁺ 116	Na 154	Mg ²⁺ 86	Mg 130	Al ³⁺ 68	Al 118	S 102	S ²⁻ 170	Cl 99	Cl ⁻ 167
K ⁺ 152	K 196	Ca ²⁺ 114	Ca 174	Ga ³⁺ 76	Ga 126	Se 116	Se ²⁻ 184	Br 114	Br ⁻ 182
Rb ⁺ 166	Rb 211	Sr ²⁺ 132	Sr 192	In ³⁺ 94	In 144	Te 135	Te ²⁻ 207	I 133	I ⁻ 206

(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 :

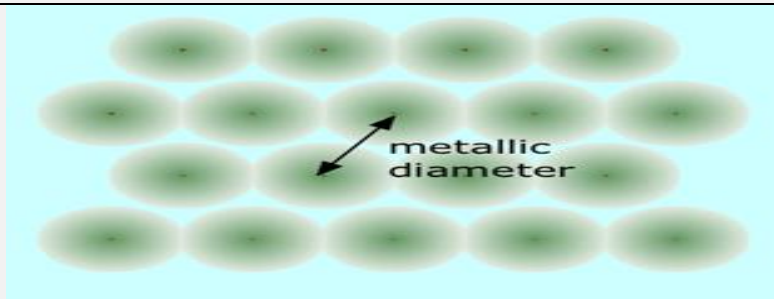
त्रिज्या का क्रम = S²⁻ > Cl⁻ > K⁺ > Ca²⁺

त्रिज्या का क्रम = P³⁻ > S²⁻ > Cl⁻

त्रिज्या का क्रम = N³⁻ > O²⁻ > F⁻ > Na⁺ > Mg²⁺ > Al³⁺

त्रिज्या का क्रम = Au⁺ > Hg²⁺ > Tl³⁺ > Pb⁴⁺

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 → दुर्बल क्रिस्टल संकुल → कम बन्ध सामर्थ्य (काय केन्द्रीय संकुल)
		कम धात्विक त्रिज्या → प्रबल क्रिस्टल संकुल FCC → 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 आकर्षण बल का अनुभव करते हैं।
		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।
		<p>The diagram illustrates the difference between van der Waals diameter and covalent diameter. It shows three atoms represented as yellow spheres with red nuclei. The van der Waals diameter is the distance between the centers of two non-bonded atoms, while the covalent diameter is the distance between the centers of two bonded atoms. The van der Waals diameter is visibly larger than the covalent diameter.</p>
		त्रिज्या = वण्डर वॉल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या
	आकर्षण का वण्डर वॉल बल \propto आविक्त 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 \equiv N





सारणी-3

आवर्त में परिवर्तन	वर्ग में परिवर्तन
एक आवर्त में बाएं से दाएं	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 परिरक्षण 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 हैं। $r_n \propto \frac{1}{Z^*}$ अतः एक आवर्त में बाएं से दाएं 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।

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 बढ़ती है। बाएँ से दाएँ ओर जाने पर नाभिक में अतिरिक्त प्रोटॉन आते हैं और अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन आते हैं। 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 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।

सारणी-4

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 वर्गों 4th से आगे वर्ग (12th वर्ग तक), प्रथम व द्वितीयक सदस्यों के बीच आकार में वृद्धि होती है, लेकिन इन दिये गये वर्गों के द्वितीय व तृतीय तत्वों के बीच बहुत मुश्किल से वृद्धि होती है। लेन्थेनम व हॉफ नियम के बीच 14 लेन्थेनाइड तत्व होते हैं। जिनमें इलेक्ट्रॉन के उपान्त्यपूर्व 4f कोश (बहुत दुर्बल परिरक्षण प्रभाव लगाता है) भरे जाते हैं। 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 0.76 Å है। Li में एकल संयोजी इलेक्ट्रॉन द्वारा ग्रहण किए आयतन की प्रतिशतता की गणना करो।

हल. Li का आयतन = $\frac{4}{3} \times 3.14 \times (1.23)^3 = 7.79 \text{ Å}^3$ (– Li = 1s²2s¹)

Li⁺ का आयतन = $\frac{4}{3} \times 3.14 \times (0.76)^3 = 1.84 \text{ Å}^3$ (– Li⁺ = 1s²)

∴ 2s उपकोश द्वारा ग्रहण किया आयतन = 7.79 – 1.84 = 5.95 Å³.

∴ एकल संयोजी इलेक्ट्रॉन द्वारा ग्रहण किया आयतन प्रतिशत जैसे 2s इलेक्ट्रॉन = $\frac{5.95}{7.79} \times 100 = 76.4\%$



उदा-4. प्रत्येक समूह में से किसकी त्रिज्या सबसे छोटी है उपयुक्त कारण सहित स्पष्ट कीजिये ?

(a) O, O⁻, O²⁻ (b) P³⁺, P⁴⁺, P⁵⁺

हल. (a) O सबसे छोटी त्रिज्या रखता है। ऋणायन अपने मूल परमाणु की तुलना में बड़ा होता है। समान परमाणु का ऋणायन उच्च ऋणावेश के साथ आकार में बड़ा होता है। ऐसे दूसरे ऋणायन की तुलना में जिस पर ऋणावेश कम होता है। जैसे-जैसे प्रोटॉन-इलेक्ट्रॉन अनुपात घटता है। इसी प्रकार संयोजी-इलेक्ट्रॉन और नाभिक के बीच आकर्षण घटता है। इस कारण इलेक्ट्रॉन अग्र का विस्तार हो जाता है।

(b) जैसे ही अधिक इलेक्ट्रॉन आयनिकृत होते हैं वैसे ही आयनिक त्रिज्या घटती है व संयोजकता घटती है। इसलिए सही क्रम P⁵⁺ < P⁴⁺ < P³⁺ है।

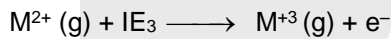
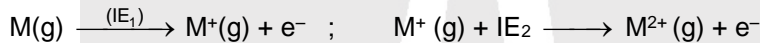
उदा-5. O²⁻ की तुलना में Mg²⁺ आकार में छोटा होता है यद्यपि दोनों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होता है। स्पष्ट कीजिए?

हल. Mg²⁺ और O²⁻ दोनों समइलेक्ट्रॉनिक हैं अतः इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। लेकिन Mg²⁺ के नाभिक में 12 प्रोटॉन होते हैं। अतः इसका प्रभावी नाभिकीय आवेश O²⁻ की तुलना में अधिक होता है। क्योंकि इसमें केवल 8 प्रोटॉन होते हैं। इस प्रकार Mg²⁺ में संयोजी कोश और आन्तरिक कोश इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा प्रबलतम आकर्षित होते हैं। परिणामस्वरूप यह O²⁻ की तुलना में छोटा होता है।

खण्ड (B) : आयनन ऊर्जा

(2) 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।



IE₂ व IE₃ क्रमशः एक संयोजक व द्विसंयोजक धनायन से एक इलेक्ट्रॉन को निकालने की द्वितीय व तृतीय आयनन ऊर्जाएं हैं।

सामान्यतः (IE)₁ < (IE)₂ < (IE)₃ < हैं, क्योंकि जैसे ही इलेक्ट्रॉन 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, इलेक्ट्रॉन 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 इलेक्ट्रॉन 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 नहीं होती है। इनमें आयनन ऊर्जा का क्रम निम्न है—

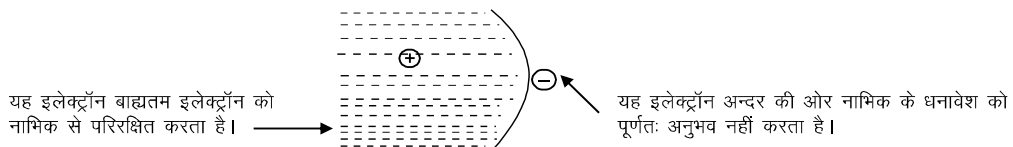
13^{वें} वर्ग के लिए: B > Tl > Ga > Al > In

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 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 कोश के इलेक्ट्रॉन, बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच परिरक्षण की तरह कार्य करते हैं। यह परिरक्षण प्रभाव कहलाता है। आन्तरिक कोश में इलेक्ट्रॉनों 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 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 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 हैं। 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 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।)

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 हैं। 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 एवं द्वितीय आयनन ऊर्जाएँ क्रमशः 7.646 और 15.035 eV हैं। तब 12 mg, 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 mol⁻¹].

हल. Mg को Mg^{2+} में परिवर्तित करने के लिए कुल आवश्यक ऊर्जा = $IE_1 + IE_2 = 22.681 \text{ eV} = 2188.6 \text{ KJ mol}^{-1}$.

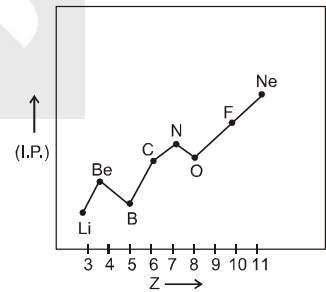
$$\Rightarrow 12 \text{ mg of Mg} = 0.5 \times 10^{-3} \text{ mole.}$$

$$\therefore \text{कुल ऊर्जा} = 0.5 \times 10^{-3} \times 2188.6 = 1.0943 \text{ kJ Ans. } 1.0943 \text{ kJ}$$

उदा-8. निम्न ग्राफ द्वितीय आवर्त (Li—Ne) के तत्वों की I.P. का परमाणु क्रमांक के साथ परिवर्तन प्रदर्शित कर रहा है। 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 बाह्यतम कोश इलेक्ट्रॉन नाभिक के साथ दुर्बल रूप से बंधित होते हैं तथा इलेक्ट्रॉन आसानी से मुक्त हो जाता है। अतः विकल्प (C) सही है।



उदा-9. $M(g) \longrightarrow M^+(g) + e^-$; $\Delta H = 100 \text{ eV.}$

$M(g) \longrightarrow M^{2+}(g) + 2e^-$; $\Delta H = 250 \text{ eV.}$

निम्न में से कौनसा/से कथन सही हैं ?

- (A) M(g) का $IE_1 = 100 \text{ eV}$ (B) $M^+(g)$ का $IE_1 = 150 \text{ eV.}$
(C) M(g) का $IE_2 = 250 \text{ eV.}$ (D) M(g) का $IE_2 = 150 \text{ eV.}$

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)**

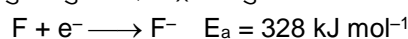




खण्ड (C) : इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी

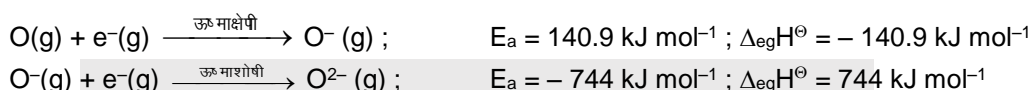
(3) इलेक्ट्रॉन बंधुता :

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



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

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



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

$$E.A. = +ve \text{ (ऊष्माक्षेपी)}: -\Delta_{eg}H^\ominus < 0.$$

$$E.A. = -ve \text{ (ऊष्माशोषी)}: -\Delta_{eg}H^\ominus > 0.$$

EA और इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी की इकाई ev/atom अथवा Kcal / mole अथवा KJ / Mole में होती है।

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



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

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

यद्यपि इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी 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 है, जो कि इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी का निकटतम संबंधित गुणधर्मीय पद है। T = 0 पर गैसीय परमाणु एवं गैसीय आयन के मध्य पाये जाने वाले ऊर्जा अन्तराल को ही तत्व की इलेक्ट्रॉन बंधुता, E_a कहते हैं।

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

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

- वर्ग 17 के तत्व (हैलोजन) बहुत अधिक ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी (अर्थात् इलेक्ट्रॉन बंधुता) रखते हैं क्योंकि ये एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके स्थायी नोबल गैस इलेक्ट्रॉन विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।
- एक आवर्त के अनुदिश, परमाणु क्रमांक बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है क्योंकि आवर्त में बायीं से दायीं ओर जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है, 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 एंथैल्पी कम ऋणात्मक होती जाती है क्योंकि परमाणु का आकार बढ़ता है तथा जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी बढ़ती है।

सामान्यतया कुछ तीसरे आवर्त तत्वों (उदाहरण: P, S, Cl) के लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का ऋणात्मक मान इनके संगत दूसरे आवर्त के तत्वों (उदाहरण: N, O, F) से अधिक होता है 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 है कि जब एक इलेक्ट्रॉन को O या F में जोड़ा जाता है तो जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन छोटे ऊर्जा स्तर $n = 2$ में जाता है वहाँ यह अन्य इलेक्ट्रॉनों से प्रतिकर्षण अनुभव करता है। S या Cl में, इलेक्ट्रॉन बड़े स्तर $n = 3$ में जाता है। यहाँ तुलनात्मक रूप से अधिक स्थान उपलब्ध होता है। 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 है जिसमें पूर्ण भरे s-कक्षक उपस्थित होते हैं।
- नाइट्रोजन की इलेक्ट्रॉन बंधुता बहुत कम होती है क्योंकि नाइट्रोजन में आगन्तुक इलेक्ट्रॉन पहले से ही अर्द्ध पूरित कक्षक में प्रवेश करता है 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 $\propto \frac{1}{\text{परिरक्षण भाव}}$
(iv) अर्द्ध पूरित तथा पूर्ण पूरित उपकोश के कक्षकों का स्थायित्व तुलनात्मक रूप से अधिक होता है। ऐसे निकाय में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन का जुड़ना कठिन हो जाता है, 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 इलेक्ट्रॉन 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 प्रवृत्ति 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 हैं तो ऊर्जा की मात्रा $5.0 \times 10^{-13} \text{ J}$ 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।

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

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



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 $[\text{He}]2s^1$ तथा $[\text{He}]2s^2$ 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 (D) : इलेक्ट्रॉन ऋणात्मकता

(4) विद्युतऋणता :

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

तत्व की विद्युतऋणता का परिमाण इसके आयनन विभव व उच्च इलेक्ट्रॉन बन्धुता पर निर्भर करता है। उच्च आयनन विभव व इलेक्ट्रॉन 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 इलेक्ट्रॉन 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 इलेक्ट्रॉनों के बीच आकर्षण बल बढ़ेगा, इसलिए विद्युतऋणता का मान भी बढ़ेगा।
- उच्च ऑक्सीकरण अवस्था में, तत्व अधिकतम धनात्मक आवेश का परिमाण 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 \propto परमाणु की विद्युतऋणता)।
- संकर कक्षकों 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-5

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। कोशों की संख्या (n) बढ़ने पर, r_n (परमाण्वीय त्रिज्या) बढ़ेगी। जबकि (EN) विद्युत ऋणता वर्ग से नीचे जाने पर घटती है।	जबकि आवर्त में बाँये से दायें 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 पैमानों से मापन करते हैं।

(a) **पॉलिंग पैमाना :** लिन्स पॉलिंग ने एक विधि की खोज की जिसके अनुसार मुख्य तत्वों 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 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 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 मुलीकन विद्युत ऋणता χ_M से निम्न प्रकार से सम्बन्धित है।

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

यह पॉलिंग पैमाने से लगभग 2.8 गुना अधिक होती है।

विद्युतऋणता के अनुप्रयोग :

- (a) **नामकरण** : यौगिक जो कि दो अधातुओं के द्वारा बनाये जाते हैं द्विअंगी 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

- (a) I⁺ Cl⁻
(b) Cl⁺ F⁻
(c) Br⁺ Cl⁻
(d) IBr
(e) OF₂
(f) Cl₂O

नाम

- आयोडीन क्लोराईड
क्लोरीन फ्लुराईड
ब्रोमिन क्लोराईड
आयोडीन ब्रोमाईड
ऑक्सीजन डाईफ्लुराईड
डाईक्लोराईड ऑक्साइड

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

ΔEN का क्रम :- HF > HCl > HBr > HI

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

