Chapter 01

आवर्त सारणी एवं आवर्ती गुणधर्म
(Periodic Table and Periodic Properties)

CONTENT

- आवर्तिता
- आधुनिक आवर्त सारणी का विकास
- आवर्त सारणी का दीर्घरूप
- परमाणु त्रिज्या
- आयनन ऊर्जा
- अभिक्रिया भागफल
- साम्यवस्था को प्रभावित करने वाले बाहरी कारक
- इलेक्ट्रॉन बन्धुता
- विद्युतऋणात्मकता

KHAN GLOBAL STUDIES ★ Most Trusted Learning Platform ★ KHAN SIR

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Key (example cell): GROUP IUPAC 13, GROUP CAS IIIA, ATOMIC NUMBER 5, RELATIVE ATOMIC MASS (1) 10.81, SYMBOL B, ELEMENT NAME BORON

Legend: Metal, Semimetal, Nonmetal; Alkali metal, Alkaline earth metal, Transition metals, Lanthanide, Actinide; Chalcogens element, Halogens element, Noble gas

STANDARD STATE (25 °C; 101 kPa): Ne - gas; Fe - solid; Hg - liquid; Tc - synthetic

PERIOD	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 H 1.008 HYDROGEN																	2 He 4.0026 HELIUM
2	3 Li 6.94 LITHIUM	4 Be 9.0122 BERYLLIUM											5 B 10.81 BORON	6 C 12.011 CARBON	7 N 14.007 NITROGEN	8 O 15.999 OXYGEN	9 F 18.998 FLUORINE	10 Ne 20.180 NEON
3	11 Na 22.990 SODIUM	12 Mg 24.305 MAGNESIUM											13 Al 26.982 ALUMINIUM	14 Si 28.085 SILICON	15 P 30.974 PHOSPHORUS	16 S 32.06 SULPHUR	17 Cl 35.45 CHLORINE	18 Ar 39.948 ARGON
4	19 K 39.098 POTASSIUM	20 Ca 40.078 CALCIUM	21 Sc 44.956 SCANDIUM	22 Ti 47.867 TITANIUM	23 V 50.942 VANADIUM	24 Cr 51.996 CHROMIUM	25 Mn 54.938 MANGANESE	26 Fe 55.845 IRON	27 Co 58.933 COBALT	28 Ni 58.693 NICKEL	29 Cu 63.546 COPPER	30 Zn 65.38 ZINC	31 Ga 69.723 GALLIUM	32 Ge 72.64 GERMANIUM	33 As 74.922 ARSENIC	34 Se 78.971 SELENIUM	35 Br 79.904 BROMINE	36 Kr 83.798 KRYPTON
5	37 Rb 85.468 RUBIDIUM	38 Sr 87.62 STRONTIUM	39 Y 88.906 YTTRIUM	40 Zr 91.224 ZIRCONIUM	41 Nb 92.906 NIOBIUM	42 Mo 95.95 MOLYBDENUM	43 Tc (98) TECHNETIUM	44 Ru 101.07 RUTHENIUM	45 Rh 102.91 RHODIUM	46 Pd 106.42 PALLADIUM	47 Ag 107.87 SILVER	48 Cd 112.41 CADMIUM	49 In 114.82 INDIUM	50 Sn 118.71 TIN	51 Sb 121.76 ANTIMONY	52 Te 127.60 TELLURIUM	53 I 126.90 IODINE	54 Xe 131.29 XENON
6	55 Cs 132.91 CAESIUM	56 Ba 137.33 BARIUM	57-71 La-Lu Lanthanide	72 Hf 178.49 HAFNIUM	73 Ta 180.95 TANTALUM	74 W 183.84 TUNGSTEN	75 Re 186.21 RHENIUM	76 Os 190.23 OSMIUM	77 Ir 192.22 IRIDIUM	78 Pt 195.08 PLATINUM	79 Au 196.97 GOLD	80 Hg 200.59 MERCURY	81 Tl 204.38 THALLIUM	82 Pb 207.2 LEAD	83 Bi 208.98 BISMUTH	84 Po (209) POLONIUM	85 At (210) ASTATINE	86 Rn (222) RADON
7	87 Fr (223) FRANCIUM	88 Ra (226) RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinide	104 Rf (267) RUTHERFORDIUM	105 Db (268) DUBNIUM	106 Sg (271) SEABORGIUM	107 Bh (272) BOHRIUM	108 Hs (277) HASSIUM	109 Mt (276) MEITNERIUM	110 Ds (281) DARMSTADTIUM	111 Rg (280) ROENTGENIUM	112 Cn (285) COPERNICIUM	113 Nh (285) NIHONIUM	114 Fl (287) FLEROVIUM	115 Mc (289) MOSCOVIUM	116 Lv (291) LIVERMORIUM	117 Ts (294) TENNESSINE	118 Og (294) OGANESSON

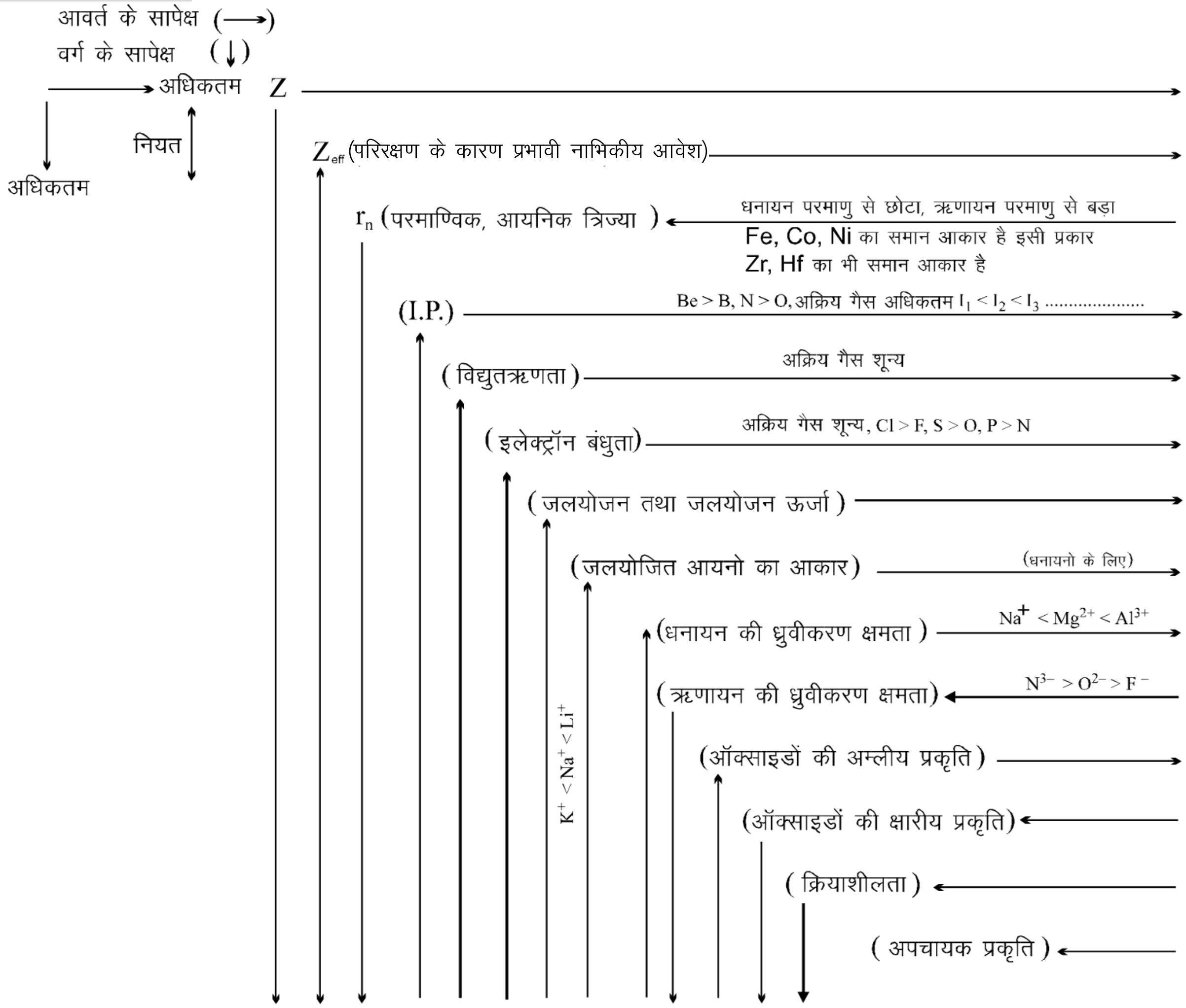
Copyright © 2017 Eni Generalić

LANTHANIDE	57 La 138.91 LANTHANUM	58 Ce 140.12 CERIUM	59 Pr 140.91 PRASEODYMIUM	60 Nd 144.24 NEODYMIUM	61 Pm (145) PROMETHIUM	62 Sm 150.36 SAMARIUM	63 Eu 151.96 EUROPIUM	64 Gd 157.25 GADOLINIUM	65 Tb 158.93 TERBIUM	66 Dy 162.50 DYSPROSIUM	67 Ho 164.93 HOLMIUM	68 Er 167.26 ERBIUM	69 Tm 168.93 THULIUM	70 Yb 173.05 YTTERBIUM	71 Lu 174.97 LUTETIUM
ACTINIDE	89 Ac (227) ACTINIUM	90 Th 232.04 THORIUM	91 Pa 231.04 PROTACTINIUM	92 U 238.03 URANIUM	93 Np (237) NEPTUNIUM	94 Pu (244) PLUTONIUM	95 Am (243) AMERICIUM	96 Cm (247) CURIUM	97 Bk (247) BERKELIUM	98 Cf (251) CALIFORNIUM	99 Es (252) EINSTEINIUM	100 Fm (257) FERMIUM	101 Md (258) MENDELEVIUM	102 No (259) NOBELIUM	103 Lr (262) LAWRENCIUM

www.periodni.com

(1) Atomic weights of the elements 2013, Pure Appl. Chem., **88**, 265-291 (2016)

आवर्तिता (PERIODICITY)



- समइलेक्ट्रॉनिक आयनों का आकार भिन्न होता है।
- p-ब्लॉक तत्व में अक्रीय युग्म प्रभाव के कारण है। उच्च ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व घटता है तथा उसकी निम्न ऑक्सीकरण अवस्था का एक वर्ग के सापेक्ष जाने पर स्थायित्व बढ़ता है $Ge^{2+} < Sn^{2+} < Pb^{2+}$
- एक वर्ग में हाइड्राइड की अपचायक प्रकृति बढ़ती है तथा एक आवर्त में घटती है।

याद रखने योग्य तथ्य:

1. 7 आवर्त:

प्रथम आवर्त	:	2 तत्व	:	लघुत्तम आवर्त
द्वितीय एवं तृतीय आवर्त	:	8 तत्व	:	लघु आवर्त
चतुर्थ एवं पाँचवा आवर्त	:	18 तत्व	:	दीर्घ आवर्त
छठवां आवर्त	:	32 तत्व	:	दीर्घत्तम आवर्त
सातवां आवर्त	:	अपूर्ण आवर्त		

2. 18 वर्ग:

क्षार धातुऐं	:	IA / प्रथम वर्ग	S-ब्लॉक
क्षारीय मृदा धातुऐं	:	IIA / द्वितीय वर्ग	S-ब्लॉक
सिक्का धातुऐं	:	IB /11 वां वर्ग	
निकोजन्स	:	VA /15 वां वर्ग	
केल्कोजन्स	:	VIA /16 वां वर्ग	
हेलोजन्स	:	VIIA /17 वां वर्ग	
आदर्श गैसे या अक्रिय गैसे या शून्य वर्ग	:	18 वां वर्ग	

KHAN SIR Most Trusted Learning Platform

3. **विन्यास:**

s–ब्लॉक	:	ns^{1-2}	} प्रतिनिधि तत्व
p–ब्लॉक	:	ns^2np^{1-6}	
d-ब्लॉक	:	$(n-1)d^{1-10}\ ns^{0\ or\ 1-2}$	} संक्रमण तत्व
f–ब्लॉक	:	$(n-2)f^{0-14}\ (n-1)d^{0,\ 1\ or\ 2}\ ns^2$	} अंतः संक्रमण तत्व

4. कमरे के ताप पर अधात्विक द्रव = ब्रोमीन

5. कमरे के ताप पर धात्विक द्रव = पारा / मर्करी

6. न्यूनतम गलनांक बिन्दु युक्त धातुऐं
Ga = 29.8^{0}C
Cs = 28.5^{0}C
Fr = 27.0 ^{0}C

7. टंगस्टन है
(a) सर्वाधिक तन्य / लचीली धातु (b) अधिकतम क्वथनांक धातु (c) अधिकतम गलनांक धातु

8. ऑक्सीजन सर्वाधिक सर्वव्यापी तत्व है तथा Al सर्वाधिक सर्वव्यापी धातु है।

9. कार्बन उच्चतम क्वथनांक अधातु है। (4827°C)

10. ऑस्मियम तथा इरिडियम सर्वाधिक घनत्व वाले ठोस तत्व है तथा लीथियम सबसे हल्की धातु है : घनत्व = 0.54gm/cc

11. रजत(चांदी) विद्युत का सर्वश्रेष्ठ चालक है। तांबा विद्युत का द्वितीय सर्वश्रेष्ठ चालक है।

12. हीरा ज्ञात कठोरतम पदार्थ है।

13. ऑस्मियम तथा रूथेनियम अधिकतम ऑक्सीकरण अवस्था +8 दर्शाते है।

14. टिन में अधिकतम समस्थानिकों की संख्या : 10 समस्थानिक

15. फ्लोरिन सर्वाधिक विद्युतऋणात्मक तत्व है तथा सीजियम सर्वाधिक विद्युत धनात्मक तत्व है।

16. अक्रिय युग्म प्रभाव 13th, 14th तथा 15th वर्ग के तत्वों के द्वारा दर्शाया जाता हैं। जो चतुर्थ आवर्त तथा इसके नीचे है।

17.
Li → Mg, Be → Al, B → Si

Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

के बीच विकर्ण संबंध पाया जाता है।

18. द्वितीय तथा तृतीय आवर्त के तत्व प्रारूपी तत्वों के रूप में जाने जाते है।

19. तृतीय आवर्त के प्रारूपी तत्व सेतु तत्वों के रूप में जाने जाते है।

दिये हुये तत्व के ब्लॉक, वर्ग तथा आवर्त का अनुमान :

आवर्त, वर्ग तथा एक तत्व के ब्लॉक का इसके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से आसानी से अनुमान लगाया जा सकता हैं। जो इस प्रकार है :

i. एक तत्व का आवर्त संयोजकता कोश की मुख्य क्वांटम संख्या के संगत होता है।

ii. एक तत्व का ब्लॉक उस कक्षक के प्रकार के संगत होता है जो अन्तिम इलेक्ट्रॉन ग्रहण करते है।

iii. एक तत्व के वर्ग की संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या से या उपांत्य कोश (अर्थात n–1) से निम्न प्रकार अनुमान किया जा सकता है :

(a) s-ब्लॉक तत्वों के लिए, वर्ग संख्या, संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर है।

(b) p-ब्लॉक तत्वों के लिए, वर्ग संख्या, 10 + संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर है।

(c) d-ब्लॉक तत्वों के लिए, वर्ग संख्या, (n–1) d-उपकोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या + संयोजकता कोश (n^{th} कोश) में इलेक्ट्रॉनों की सख्या के बराबर है।

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

आधुनिक आवर्त सारणी का विकास (DEVELOPMENT OF MODERN PERIODIC TABLE):

(a) डोबेराइनर त्रिक (Dobereiner's Triads):

इसने तीन तत्वों के समूह में एक समान तत्वों को व्यवस्थित किया, जिसे त्रिक कहा गया है। जिसमें केन्द्रीय तत्व का परमाण्विक द्रव्यमान अन्य दो तत्वों के परमाण्विक द्रव्यमानों का लगभग औसत था।

Cl	Br	I		
35.5	80.0	127	$\frac{35.5 + 127}{2} = 81.2$	At. wt of Br

Ca	Sr	Ba		
40	87.5	137	$\frac{40 + 137}{2} = 88.5$	At. wt of Sr

Li	Na	K		
7	23	39	$\frac{7 + 39}{2} = 23$	At. wt of Na

यह कुछ तत्वों के लिए प्रतिबंधित था। इसलिए अमान्य कर दिया गया।

Ex. (H, F,Cl) (Ca, Sr, Ba)
(P, As, Sb) (S, Se, Te)
(K, Rb, Cs)

(b) न्यूलैण्ड का अष्टक नियम (Newland's Law of Octave):

इसने सर्वप्रथम परमाण्विक द्रव्यमानों के साथ तत्वों के रासायनिक गुणों में संबंध बताया। इसके अनुसार यदि तत्व उनके बढ़ते परमाण्विक द्रव्यमानों के क्रम में व्यवस्थित किये जाते है तो आठवां तत्व, प्रथम तत्व से गुणों में समानता दर्शाता है।
तत्वों की यह व्यवस्था न्यूलैण्ड के अष्टक नियम के रूप में जानी जाती है।

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

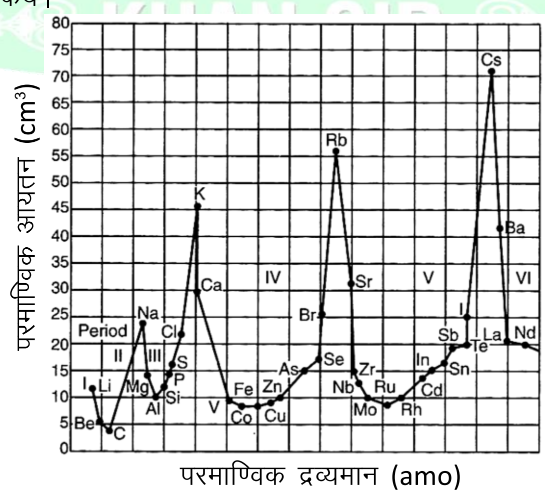
यह वर्गीकरण भार में हल्के तत्वों के लिए बिल्कुल अच्छा था परन्तु भारी तत्वों की स्थिति में विफल रहा इसलिए इसे भी अमान्य कर दिया गया।

दोष या सीमा (Drawback or Limitation) :

(a) यह नियम केवल Ca तक वैध है। क्योंकि Ca के बाद d–ब्लॉक तत्व की उपस्थिति के कारण 8 तत्वों के बजाय 18 तत्वों का अंतर होता है।
(b) अक्रिय गैस की खोज के बाद और आवर्त सारणी में शामिल होने के बाद यह क्षार धातु से 8 वां तत्व बन जाता है इसलिए इस नियम को छोड़ना पड़ा।
(c) भारी धातुओं की स्थिति में वह असफल रहा क्योंकि Fe को O और S परमाणु के साथ रखा गया है।
(d) न्यूलैंड ने असमान गुणों के बावजूद तत्वों को तालिका में फिट करने के लिए Co और Ni को F, Cl, Br के समान स्थान पर रखा।

(c) लोथर मेयर वर्गीकरण (Lothar Meyer's Classification):

इसने ठोस अवस्था में परमाण्विक आयतनों को इनके घनत्व व परमाण्विक द्रव्यमान की सहायता से निर्धारित किया तथा इसने विभिन्न तत्वों के लिए परमाण्विक द्रव्यमानों तथा उनके संबंधित परमाण्विक आयतनों के बीच एक वक्र आलेखित किया। जिसमें निम्न अवलोकन प्राप्त किये।



लोथर मेयर वक्र (Lothar Meyer's Curve)

(i) समान गुणयुक्त तत्व वक्र पर समान स्थिति ग्रहण करते है।
(ii) अधिक परमाण्विक आयतनों युक्त क्षार धातुऐं शीर्ष पर स्थान ग्रहण करती है।
(iii) संक्रमण तत्व गर्तो में स्थान ग्रहण करते है।
(iv) हैलोजन अक्रिय गैसों से पहले वक्र पर आरोही भाग पर स्थान ग्रहण करती है।
(v) क्षारीय मृदा धातुऐं वक्र पर अवरोही भाग के मध्य बिन्दुओं पर स्थिति ग्रहण करती है।
इन अवलोकनों के आधार पर उसने निष्कर्ष निकाला की तत्वों के परमाण्विक आयतन (एक भौतिक गुण) उनके परमाण्विक द्रव्यमानों के एक आवर्ति फलन है। यह इसकी व्यवहारिक उपयोगिता के कारण अमान्य कर दिया गया।

(d) मेण्डेलीव आवर्त सारणी (Mendeleev's Periodic Table):

मेण्डेलीव का आवर्त नियम (Mendeleev's Periodic's Law)

इसके अनुसार तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुण उनके परमाणु द्रव्यमानों के आवर्ती फलन होते हैं। इसने ज्ञात तत्वों को उनके बढ़तें परमाणु द्रव्यमानों के क्रम में व्यवस्थित किया। इन कारको को ध्यान में रखते हुये समान गुणों वाले तत्वों को समान लम्बवत स्तम्भों में रखा तथा जहाँ आवश्यकता थी उनके लिए खाली स्थान छोड़ दिये गये।
सारणी को 9 लम्बवत स्तम्भों (वर्ग) तथा 7 क्षैतिज पंक्तियों (आवर्त) में विभाजित किया गया है।

आवर्त	तत्वों की संख्या	कहलाता है
1^{st} n = 1	2	लघुत्तम 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	दीर्घत्तम आवर्त
7^{th} n = 7	19	अपूर्ण आवर्त

वर्ग I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII तथा शून्य वर्ग, क्रमांकित किये गये थे।
7^{th} तक के प्रत्येक समूह को A और B उपसमूहों में विभाजित किया गया। 'A' उपसमूह के तत्वों को सामान्य तत्व कहा जाता है और 'B' उपसमूह के तत्वों को संक्रमण तत्व कहा जाता है।
8^{th} समूह में तीन पंक्तियों में 9 तत्व शामिल थे।

मेण्डेलीव की आवर्त सारणी के गुण (Merits of Mendeleev's Periodic table):

(i) इसने तत्वों और उनके यौगिकों के अध्ययन को सरल और व्यवस्थित कर दिया है।
(ii) इसकी आवर्त सारणी में दिए गए रिक्त स्थानों के आधार पर नए तत्वों की खोज की भविष्यवाणी करने में मदद मिली है। मेंडेलीव ने एल्युमीनियम और सिलिकॉन के नीचे रिक्त स्थान छोड़ा और इन तत्वों को **Eka-Aluminium** और **Eka-Silicon** कहा।
(iii) तत्वों के परमाणु भार को सही किया गया। Be के परमाणु भार की गणना इसकी संयोजकता 3 मान कर 3 × 4.5 = 13.5 की गई थी, इसकी संयोजकता 2 (2 × 4.5 = 9) मानकर सही गणना की गयी।
संदेह पूर्ण परमाणु भार के अन्य सुधार जैसे U, Be, In, Pt, Au.

मेण्डेलीव की आवर्त सारणी के दोष (Demerits in Mendeleev's Periodic Table):

(i) हाइड्रोजन की स्थिति निर्धारित नहीं हैं, इसको IA (1^{st}) तथा VIIA (17^{th}) वर्गो में रखा गया है क्योकि इसकी समानता दोनों वर्गो के साथ होती है।
(ii) समस्थानिकों के लिए कोई अलग से स्थान नहीं दिया गया था।
(iii) यह स्पष्ट नहीं था कि लैन्थेनॉइड तथा एक्टीनॉइड IIA (2^{nd}) या IIIB (3^{rd}) वर्ग से संबंधित है।
(iv) कुछ परमाणु भारों के बढ़ते क्रम का आवर्त सारणी में तत्वों की व्यवस्था में सही रूप से अनुसरण नहीं होता है। उदाहरण के लिए Ar (परमाणु भार 39.94) को K(39.08) से पहले रखा गया है तथा Te (127.6) को I (126.9) से पहले स्थान दिया गया है।
(v) कुछ समानतायुक्त तत्व भिन्न वर्गो में (Cu IB तथा Hg IIB) रखे गये तथा भिन्न गुणो युक्त तत्वों को समान वर्गो में [क्षार धातुऐं IA (1^{st}) तथा सिक्का धातुऐं IB(11^{th})] रखा गया हैं।
(vi) यह आवर्तिता के कारणों की व्याख्या नहीं करता है।

आवर्त सारणी का दीर्घरूप (LONG FORM OF PERIODIC TABLE):

आधुनिक आवर्त नियम (मोजले का आवर्त नियम) (MODERN PERIODIC LAW (MOSELEY'S PERIODIC LAW))

तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रंमाक के आवर्ती फलन होते है। यदि तत्वों को उनके परमाणु क्रंमाक के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया जाये तो एक नियमित अन्तराल के पश्चात समान गुणों वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होती है।

आवर्तिता का कारण :

(I) तत्वों के गुणों का आवर्ती पुनरावर्तन एक निश्चित, नियमित अन्तराल के पश्चात संयोजकता कोश के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृति के कारण होता है। उदाहरण के लिए क्षार धातुऐं समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 के कारण समान गुणधर्म प्रदर्शित करती है।

(II) आवर्त सारणी के दीर्घरूप में रैंग, वर्नर, बोहर का योगदान है।

(III) यह सारणी बोर की सारणी का उल्लेख/प्राथमिकता देती है। इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर यह तत्वो को चार प्रकारो में व्यवस्थित करने की बोर पद्धति का अनुसरण करती हैं।

(IV) आवर्त सारणी को 18 वर्गो तथा 7 आवर्तो में विभाजित किया गया है।

(a) प्रत्येक आवर्त में समान संयोजकता कोश युक्त तत्वों की एक श्रृंखला होती है।

(b) प्रत्येक आवर्त इसमें उपस्थित संयोजकता कोश के विशेष मुख्य क्वांटम संख्या के संगत होता है।

(c) प्रत्येक आवर्त ns^1 बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास युक्त एक क्षार धातु से शुरू होता है।

(d) प्रत्येक आवर्त का अन्त (हीलीयम को छोड़कर जिसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2$ है।) बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^6 के साथ एक अक्रिय गैस के साथ होता है।

(e) एक आवर्त में तत्वों की संख्या, आवर्त के प्रथम तत्व (क्षार धातु) के बाह्यतम कोश में ns^2np^6 विन्यास प्राप्त करने के लिए आवश्यक इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर है।

(f) प्रत्येक आवर्त नये ऊर्जा स्तर के भरने से शुरू होता है।

वर्गो का विवरण (DESCRIPTION OF GROUPS):

1^{st}/IA/क्षारीय धातु:

H = $1s^1$
Li = $1s^2, 2s^1$
Na = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
K = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
Rb= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^1$
Cs= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^1$
Fr=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^1$
सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = $\mathbf{ns^1}$ (n कोश की संख्या)
संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 1

2^{nd}/IIA/क्षारीय मृदा धातु :

Be = $1s^2, 2s^2$
Mg = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
Ca = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
Sr= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^2$
Ba= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2$
Ra= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2,3d^{10},4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2$
सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = $\mathbf{ns^2}$
संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 2

13^{th}/IIIA/बोरॉन परिवार :

B = $1s^2, 2s^2, 2p^1$
Al = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
Ga = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^1$
In=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^1$
Tl=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^1$
Nh=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^1$
सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = $\mathbf{ns^2\ np^1}$
संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 3

14^{th}/IVA/कार्बन परिवार :

C = $1s^2, 2s^2, 2p^2$

Si = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$

Ge = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^2$

Sn= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^2$

Pb=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^2$

Fl=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^2$

सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = **$ns^2\ np^2$**

संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 4

15^{th}/VA/नाइट्रोजन परिवार/निकोजन्स :

N = $1s^2, 2s^2, 2p^3$

P = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$

As = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

Sb= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^3$

Bi=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^3$

Mc=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^3$

सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = **$ns^2\ np^3$**

संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 5

16^{th}/VIA/ऑक्सीजन परिवार/चेल्कोजन्स (अयस्क बनाने वाला) :

O = $1s^2, 2s^2, 2p^4$

S = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Se = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^4$

Te= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^4$

Po=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^4$

Lv=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^4$

सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = **$ns^2\ np^4$**

संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 6

17^{th}/VIIA/हलौजन परिवार/हैलोजन (लवण बनाने वाले) :

F = $1s^2, 2s^2, 2p^5$

Cl = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

Br = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$

I= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^5$

At=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^5$

Ts=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^5$

सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = **$ns^2\ np^5$**

संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 7

18^{th}/शून्य वर्ग/अक्रिय गैसे/आदर्श गैसे :

Ne = $1s^2, 2s^2, 2p^6$

Ar = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

Kr = $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

Xe= $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6$

Rn=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6$

Og=$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6,5s^2,4d^{10},5p^6,6s^2,4f^{14},5d^{10},6p^6,7s^2,5f^{14},6d^{10},7p^6$

सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = **$ns^2\ np^6$** (He के अतिरिक्त)

संयोजकता कोश में e^- की संख्या = 8

(v) महत्वपूर्ण बिन्दु :

(a) द्वितीय आवर्त तत्व (Li, Be, B) तीसरे आवर्त तत्वों (Mg, Al, Si), के साथ विकर्ण संबंध दर्शाते है, इसलिए (Li, Be, B) सेतु तत्व कहलाते हैं। समान आयनिक विभव (आयनिक विभव = आवेश/त्रिज्या) मान के कारण वे गुणों में समानता दर्शाते हैं।

Li → Mg, Be → Al, B → Si

Li	Be	B	
Na	Mg	Al	Si

(b) तीसरे आवर्त के तत्व (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl) विशिष्ट तत्व कहलाते हैं क्योंकि वे अपने संबंधित वर्ग के अन्य तत्वों के गुणों का प्रतिनिधित्व करते हैं।
(c) छठे आवर्त में सभी प्रकार के तत्वों का समावेश होता है(s, p, d & f)
(d) सातवें आवर्त में कोई अक्रिय गैस नहीं।
(e) सभी आवर्तों में स्थित सामान्य तत्व।
(f) अंतिम अक्रिय गैस तत्व की परमाणु संख्या 86 है
(g) आधुनिक आवर्त सारणी के दीर्घ रूप को चार भागों में बाँटा जा सकता है।
    1. बांया भाग – IA और IIA – s-ब्लॉक
    2. दायां भाग – IIIA से VIIA + O वर्ग – p-ब्लॉक
    3. मध्य भाग – IIIB से VIIB + VIII + IB IIB – d-ब्लॉक
    4. निचला भाग – IIIB – f-ब्लॉक तत्व
(h) सर्वाधिक विद्युत धनात्मक तत्वों वाला वर्ग – IA वर्ग
(i) सर्वाधिक विद्युत ऋणात्मक तत्वों वाला वर्ग – VIIA वर्ग
(j) जिस वर्ग में गैसीय तत्वों की अधिकतम संख्या होती है – शून्य (18^{th}) वर्ग
(k) वह वर्ग जिसमें तत्वों की संयोजकता सामान्यत: शून्य होती है – (18^{th}) GROUP ZERO
(l) आवर्त सारणी में –
    गैसीय तत्वों की संख्या - 11 (H, N, O, F, Cl + आदर्श गैस)
    द्रव तत्वों की संख्या - 6 (Cs, Fr, Ga, Hg, Br, Uub)
    ब्रोमीन एकमात्र अधातु है जो द्रव रूप में उपस्थित है।
    शेष सभी तत्व ठोस हैं।
(m) प्रथम आवर्त में सभी तत्व गैसीय अवस्था में हैं (H, He)
(n) 0/18 वर्ग में सभी तत्व गैसीय अवस्था में हैं।
(o) दूसरे आवर्त में गैसीय तत्वों की अधिकतम संख्या 4 होती है, वे N, O, F, Ne है।
(p) IIIB/3rd वर्ग को सबसे लंबा वर्ग कहा जाता है जिसमें 32 तत्वों सहित 14 लैंथेनॉइड और 14 एक्टिनॉइड
    Ce .... Lu लैंथेनॉइड (14)
    Th .... Lr एक्टिनॉइड (14)

तत्वों का नामकरण (Nomenclature of elements):

(a) IUPAC ने परमाणु क्रमांक 100 से ऊपर के तत्वों को इस प्रकार नाम दिया –

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	enn

(b) सभी तत्वों में प्रत्यय -ium है

e.g.

परमाणु क्रमांक	IUPAC नाम	प्रतीक
101	Un nil Unium	Unu
102	Un nil bium	Unb
103	Un nil trium	Unt
104	Un nil quadium	Unq
105	Un nil pentium	Unp
106	Un nil hexium	Unh
107	Un nil septium	Uns
108	Un nil octium	Uno
109	Un nil ennium	Une

110	Un un nilium	Uun

आवर्त सारणी के दीर्घ रूप के गुण (Merits of long form of periodic table)–

(a) समस्थानिकों की स्थिति – समस्थानिकों की परमाणु संख्या समान होती है, इसलिए आवर्त सारणी में विभिन्न समस्थानिकों को एक ही स्थान पर रखा जा सकता है।

(b) (Ar - K) (Co - Ni) (Te - I) अब परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम में हैं।

(c) लैंथेनॉयड और एक्टिनॉयड IIIB वर्ग में हैं।

(d) आधुनिक आवर्त सारणी में विकर्ण रेखा धातुओं, उपधातुओं और अधातुओं को अलग करती है।

(e) एक ही वर्ग के तत्वों के सबसे बाहरी कोश के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास का सामान्य सूत्र समान होता है।

आवर्त सारणी के दीर्घ रूप के दोष (Demerits of long form of periodic table)–

(a) हाइड्रोजन की स्थिति अब भी विवादास्पद है।

(b) 'He' एक अक्रिय गैस है लेकिन अन्य अक्रिय गैस तत्वों की तुलना में इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास अलग है।

(c) लैंथेनॉइड्स और एक्टिनाइड्स अभी भी मुख्य सारणी में नहीं रखे गए हैं।

(d) समस्थानिकों के भौतिक गुण भिन्न–भिन्न होते हैं लेकिन आवर्त सारणी में उनका स्थान समान होता है।

तत्वों का वर्गीकरण (CLASSIFICATION OF ELEMENTS) :

बोर वर्गीकरण – इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर तत्वों को चार भागों में विभाजित किया जा सकता है।

(i) अक्रिय गैस तत्व –

(a) वे तत्व जिनमें अंतिम कक्षा पूर्ण रुप से भर जाती है, अक्रिय गैस तत्व कहलाते हैं।

(b) सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2p^6 है (He को छोड़कर = $1s^2$)

(c) सबसे स्थायी विन्यास के कारण, वे बहुत कम अभिक्रियाशील होते हैं। इसलिए आदर्श गैस या अक्रिय गैस के रूप में जाना जाता है।

(d) ये तत्व '0' वर्ग या 18 वें वर्ग और आवर्त सारणी के 1 से 6 वें आवर्त में स्थित हैं।

(e) अक्रिय गैस तत्वों की संख्या 6 (प्रत्येक आवर्त में एक) He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

(ii) सामान्य या प्रतिनिधि तत्व –

(a) वे तत्व जिनमें अंतिम कक्षा (अल्टीमेट कोश) अपूर्ण होती है, जबकि उपान्त कोश (पेनल्टी कोश) कक्षाएँ पूरी होती हैं, सामान्य तत्व कहलाते हैं।

(b) उनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है :

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5

ns^{1-2} (IA, IIA) ns^2np^{1-5} (IIIA – VIIA)

(c) ये तत्व वर्ग में IA से VIIA तक है और आवर्त में 1^{st} से 7^{th} तक हैं

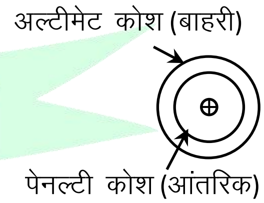
(d) द्वितीय आवर्त के तत्वों को ब्रिज तत्व कहते हैं।

(e) तीसरे आवर्त के तत्व (Na, Mg, Al, Si, P, S तथा Cl) विशिष्ट तत्व कहलाते हैं। ये संख्या में 7 हैं।

SPOT LIGHT

➢ किसी परमाणु के सबसे बाहरी आवरण को अल्टीमेट कोश कहा जाता है।

➢ अंतिम कोश के ठीक पहले जो कोश है वह पेनल्टीमेट कोश कहा जाता है।



(iii) संक्रमण तत्व –

वे तत्व जिनमें अंतिम (n) और साथ ही उपान्त्य कोश (n – 1) दोनों परमाणु अवस्था में या किसी ऑक्सीकरण अवस्था में अपूर्ण हैं, संक्रमण तत्व कहलाते हैं।

Note:

इस अवधारणा के अनुसार, Zn, Cd, Hg और Uub संक्रमण तत्व नहीं हैं क्योंकि उनके पास या तो परमाण्विक अवस्था में या किसी ऑक्सीकरण अवस्था में अपूर्ण उपान्तय कोश नहीं है।

$Zn = [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$

$Zn^{+2} = [Ar]\ 3d^{10}$

(a) वर्ग – IIIB से VIIB + VIII + IB + IIB

आवर्त – 4^{th} से 7^{th}

(b) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)d^{1-10}\ ns^{1\ or\ 2}$

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

(c) d-ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या = 40
संक्रमण तत्वों की कुल संख्या = 36 (Zn, Cd, Hg और Uub के अतिरिक्त)

Note: सभी संक्रमण तत्व d-ब्लॉक तत्व हैं लेकिन सभी d–ब्लॉक तत्व संक्रमण तत्व नहीं हैं।

(iv) आंतरिक संक्रमण तत्व –

(a) वे तत्व जिनमें सभी तीन कोश अल्टीमेट (अंतिम) (n) पेनल्टीमेट(उपान्त्य) (n – 1) और पूर्व या एन्टीपेनल्टीमेट (n – 2) कोश अपूर्ण हैं, आंतरिक संक्रमण तत्व कहलाते हैं।
$_{58}Ce = [Xe]\ 6s^2, 5d^1, 4f^1$

(b) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
$(n-2)f^{0,1-14}\ (n-1)d^{0\ or\ 1}\ ns^2$

(c) ये संख्या में 28 है।

(d) वर्ग – IIIB

(e) आवर्त – 6th और 7th

(f) आंतरिक संक्रमण तत्वों को दो श्रृंखलाओं में विभाजित किया गया है।

लैंथेनॉयड श्रृंखला / दुर्लभ मृदा तत्व / लैंथेनोन ($Ce_{58} - Lu_{71}$ 14 तत्व)

इस श्रृंखला का पहला तत्व सीरियम है न कि लैंथेनम।
इन तत्वों में अंतिम इलेक्ट्रॉन 4f उपकोश में प्रवेश करता है।
वे सारणी में IIIB वर्ग और 6वें आवर्त में स्थित है।
प्रोमेथियम ($_{61}Pm$) एकमात्र लैंथेनॉयड है जो प्रकृति में कृत्रिम और रेडियोधर्मी है।

एक्टिनॉयड श्रृंखला / मानव निर्मित तत्व / एक्टिनोन्स ($Th_{90} - Lw_{103}$ 14 तत्व)

इस श्रेणी का पहला तत्व थोरियम है न कि एक्टिनियम।
इन तत्वों में अंतिम इलेक्ट्रॉन 5f उपकोश में प्रवेश करता है।
ये IIIB वर्ग और 7th आवर्त में उपस्थित है।
सभी एक्टिनॉयड प्रकृति में रेडियोधर्मी हैं।
पहले तीन तत्व (Th, Pa, U) प्रकृति में पाए जाते हैं जबकि अन्य मानव निर्मित होते हैं।
U_{92} से बाद वाले तत्व अर्थात् $_{93}Np$ से आगे के तत्वों को ट्रांसयूरेनिक तत्व कहा जाता है क्योंकि :
ये यूरेनियम से भारी हैं।
ये परमाणु अभिक्रियाओं द्वारा यूरेनियम से प्राप्त होते हैं।

उप–कोश के आधार पर वर्गीकरण जिसमें अंतिम e^- प्रवेश करता है

(i) s-ब्लॉक तत्व –

(a) इन तत्वों में अंतिम इलेक्ट्रॉन s–उपकोश में प्रवेश करता है।

(b) वर्ग – IA, IIA

(c) आवर्त – 1 से 7th

(d) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास – ns^{1-2}
IA वर्ग n = 1 से 7
IIA वर्ग n = 2 से 7

(e) कुल (13) s-ब्लॉक तत्व है

(f) कुल (12) s-ब्लॉक तत्व धातुएँ है (H को छोड़कर), H अधातु है।

s-ब्लॉक तत्वों की सामान्य विशेषताएं :

(a) s-ब्लॉक तत्व नरम धातु हैं, इसलिए इन तत्वों का गलनांक और क्वथनांक कम होता है।

(b) इनके ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते हैं।

(c) ये अपचायक के रूप में कार्य करते हैं।

(d) इनके पास बहुत कम आयनन ऊर्जा और अत्यधिक विद्युत धनात्मक है, इसलिए ये आयनिक यौगिक बनाते हैं।

(e) इन तत्वों की ज्वाला में भिन्न–भिन्न रंग दशाने का गुण होता है।

(ii) p-ब्लॉक तत्व –

(a) अंतिम e^- p-उपकोश में प्रवेश करता है

(b) वर्ग – IIIA (13) से VIIA(17) + 0 वर्ग (18) (He के अतिरिक्त)

(c) आवर्त – 2nd से 6th

(d) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास – $ns^2\ np^{1-6}$

(e) कुल p-ब्लॉक तत्व – (30) (मानव निर्मित तत्वों को छोड़कर)

p-ब्लॉक तत्वों की विशेषता :

(a) p-ब्लॉक में तीनों प्रकार के तत्व अर्थात धातु, अधातु और उपधातु होते हैं।
(b) अधातुओं के ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।
(c) ये अधिकतर सहसंयोजक यौगिक बनाते हैं।
(d) ये प्रकृति में ऑक्सीकारक होते हैं।

(iii) d-ब्लॉक तत्व :

(a) अंतिम e^-, (n – 1)d उपकोश में प्रवेश करता है।
(b) वर्ग – IIIB – VIIB, VIII, IB, IIB से वर्ग 3 से 12 (IUPAC)
(c) आवर्त – 4^{th} से 7^{th}
(d) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास – $(n-1)d^{1-10}\ ns^{0,1\ or\ 2}$
(e) कुल d-ब्लॉक तत्वों की संख्या – (40)
कुल संक्रमण तत्व – (36) है। यदि 112 तत्वों को आवर्त सारणी में शामिल किया गया है।
(f) IIB तत्व (Zn, Cd, Hg, Uub), d-ब्लॉक तत्व हैं लेकिन संक्रमण तत्व नहीं हैं।

d-ब्लॉक तत्वों की सामान्य विशेषताएँ :

(a) ये सभी धातुएं हैं, जो उच्च गलनांक और क्वथनांक वाली और कठोर हैं।
(b) इस ब्लॉक के तत्व 's' और p-ब्लॉक तत्वों के बीच स्थित हैं। तो इस ब्लॉक के तत्वों की विशेषताएँ s और p-ब्लॉक तत्वों के मध्य आती है।
(c) ये परिवर्तनशील ऑक्सीकरण अवस्था दिखाते हैं, जैसे – Mn = Mn^{+2}, Mn^{+3}, Mn^{+4}, Mn^{+5}, Mn^{+6}, Mn^{+7}
(d) ये आयनिक और सहसंयोजक बंध दोनों बनाते हैं।
(e) ये ऊष्मा और विद्युत के सुचालक होते हैं और संकुल यौगिक बनाते हैं।
(f) धातु, जिसमें अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होते हैं, अनुचुम्बकत्व प्रदर्शित करते हैं।
(g) ये मिश्र धातु बनाते हैं और अधिकांश तत्व उत्प्रेरक के रूप में कार्य करते हैं।

(iv) f-ब्लॉक तत्व –

(a) अन्तिम e^- (n – 2)f उपकोश में प्रवेश करता है।
(b) वर्ग – IIIB
(c) आवर्त – 6^{th} और 7^{th}
(d) परमाणु क्रमांक 58 से 71, 6^{th} आवर्त लैंथेनॉयड श्रृंखला $4f^{0-14}\ 5d^{0\ or\ 1\ or\ 2}\ 6s^2$
90 - 103 7^{th} आवर्त या एक्टिनॉयड श्रृंखला $5f^{1-14}\ 6d^{0\ or\ 1}\ 7s^2$
(e) f-ब्लॉक तत्वों की कुल संख्या – (28)
(f) सभी एक्टिनॉयड रेडियोधर्मी तत्व हैं।
(g) ट्रांसयूरानिक एक्टिनॉयड मानव निर्मित तत्व हैं (Np_{93} – Lw_{103})
(h) लैंथेनॉयड पृथ्वी पर बहुत कम पाए जाते हैं इसलिए इन्हें दुर्लभ मृदा धातु कहा जाता है।

f-ब्लॉक तत्वों की सामान्य विशेषताएँ–

(a) सभी f–ब्लॉक तत्व भारी धातु हैं।
(b) यह उच्च गलनांक और क्वथनांक दर्शाते है।
(c) इन तत्वों की सबसे सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था +3 है।
(d) 5f श्रेणी के तत्व प्रकृति में रेडियोधर्मी होते हैं।

किसी तत्व के आवर्त, खंड और वर्ग का निर्धारण –

(i) आवर्त संख्या – मुख्य क्वांटम संख्या (n) से तत्व की आवर्त संख्या का अनुमान लगाया जा सकता है।
जैसे आयोडीन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है :
$1s^22s^22p^6$, $3s^23p^63d^{10}$, $4s^24p^64d^{10}$, $5s^25p^5$ है इसलिए आयोडीन की आवर्त संख्या 5 है क्योंकि संयोजकता कोश विन्यास $5s^25p^5$ है।

(ii) ब्लॉक नाम – कोश का वह प्रकार जो अंतिम इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है जिसे ब्लॉक नाम के रूप में जाना जाता है।
जैसे एक तत्व 'X' का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^8$ है. चूंकि अंतिम इलेक्ट्रॉन d - कक्षक में प्रवेश करता है, इसलिए यह d-ब्लॉक तत्व है।

(iii) वर्ग संख्या – इसका अनुमान संयोजकता कोश और संयोजकता कोश से पूर्व कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या से निम्नानुसार लगाया जा सकता है।

(a) s-ब्लॉक तत्वों के लिए, वर्ग संख्या आदर्श गैस कोश के बाद संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।

जैसे–एक तत्व 'Y' जिसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 'y', $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ या [Ar] $4s^2$ के संयोजकता कोश में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं और यह एक s-ब्लॉक तत्व है। इसलिए यह वर्ग 2 के अंतर्गत आता है।

(b) p-ब्लॉक तत्व के लिए, वर्ग संख्या संयोजकता कोश मे 10 + इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।
जैसे –एक तत्व 'Z' जिसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3p^{10} 4s^2 4p^3$ है, के संयोजकता कोश में पांच इलेक्ट्रॉन हैं और यह p-ब्लॉक से संबंधित है।
इसलिए इसकी वर्ग संख्या 10 + 5 = 15 है। यह मेंडलीफ की आवर्त सारणी के वर्ग VA से संबंधित है।

(c) d-ब्लॉक तत्वों के लिए वर्ग संख्या (n – 1)d उप–कोश और संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या के समान होती है।
जैसे – एक तत्व 'A' जिसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3p^{10} 4s^1$ है अतः इसका वर्ग क्रमांक 10 + 1 = 11 होगा।

किसी वर्ग या परिवार में क्रमागत सदस्य के परमाणु संख्या का अनुमान –

(i) मैजिक नंबर (जादुई संख्या)–

किसी वर्ग के पहले सदस्य की संख्या जानने के बाद, हम दिए गए जादुई संख्या को जोड़कर बाद के तत्वों की संख्या पर लिख सकते हैं।

आवर्त ↓ / वर्ग	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12	13, 14, 15, 16, 17 IIIA IV V VI VII	18 '0'gp
I+	2	–	↓	↓	↓	8
II+	8	8			8	8
III+	8	8			18	18
IV+	18	18	18	18	18	18
V+	18	18	18	32	32	32
VI+	32	32	32	32	–	–
VII						

(ii) वर्ग IA में H की परमाणु संख्या 1 है, अन्य तत्वों की संख्या होगी।

मैजिक नम्बर $\underbrace{H_1\ 1+2=3\ Li}_{2}\ \underbrace{3+8=11\ Na}_{8}\ \underbrace{11+8=19\ K}_{8}\ \underbrace{19+18=37\ Rb}_{18}\ \underbrace{37+18=55}_{18}$

आवर्तिता (Periodicity) :

(i) किसी वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर और एक आवर्त में बाएँ से दाएँ गुणों के नियमित क्रम को गुणों में आवर्तिता कहते हैं।
(a) एक आवर्त में, अंतिम कक्षा समान रहती है, लेकिन e^- की संख्या धीरे–धीरे बढ़ती है।
(b) वर्ग में अंतिम कक्षा में e^- की संख्या समान रहती है, लेकिन n का मान बढ़ जाता है।

(ii) आवर्तिता के कारण –
(a) गुणों में आवर्तिता का कारण समान बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के नियमित अंतराल पर आने के कारण है।
(b) आवर्त सारणी में समान गुण वाले तत्व 2, 8, 8, 18, 18 और 32 के अन्तराल पर आते है न संख्याओं को मैजिक नम्बर कहते है।

आवर्तिता गुण (PERIODIC PROPERTIES):

संयोजकता (VALENCY) :

इसे तत्वों की संयोजन क्षमता के रूप में परिभाषित किया गया है। संयोजकता (वैलेंसी) शब्द एक इतालवी (Italian) शब्द "Valentia" से लिया गया है, जो संयोजन क्षमता है।

पुरा. प्राचीन अवधारणा ग्रेंकलैंड द्वारा दी गई :

हाइड्रोजन और क्लोरीन के संबंध में संयोजकता : H की संयोजकता = 1

इसे किसी विशेष तत्व से जुड़े हाइड्रोजन या क्लोरीन परमाणुओं की संख्या के रूप में परिभाषित किया जाता है।

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	H-Cl
	NaCl	$MgCl_2$	$AlCl_3$	$SiCl_4$	PCl_3	SCl_2	Cl-Cl
संयोजकता	1	2	3	4	3	2	1

Note: पूरे आवर्त में संयोजकता 4 तक बढ़ जाती है और फिर 1 तक घट जाती है

ऑक्सीजन के संबंध में संयोजकता : 'O' की संयोजकता = 2

इसे एक विशेष परमाणु से जुड़े ऑक्सीजन परमाणुओं की संख्या के दोगुने के रूप में परिभाषित किया गया है।

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7

संयोजकता 1 2 3 4 5 6 7

Note: पूरे आवर्त में ऑक्सीजन के संबंध में संयोजकता 1 से 7 तक बढ़ जाती है। संयोजकता 'O' के सन्दर्भ में वर्ग संख्या के बराबर है।

नई अवधारणा : यह अवधारणा इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर आधारित है। इस अवधारणा के अनुसार IA से IVA वर्ग के तत्वों के लिए संयोजकता, संयोजकता कोश में e^- की संख्या के बराबर होती है और VA से शून्य वर्ग में, यह [8– (संयोजक कोश की संख्या)e^-)]. होती है।

संयोजकता = संयोजकता e^- की संख्या (IA से IVA)

संयोजकता = 8 संयोजकता e^- की संख्या (VA से 0)

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VII	0
	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^2
संयोजकता कोश	1	2	3	4	5	6	7	8
e^-	1	2	3	4	3	2	1	0

(8 – 5) = 3 (8 – 8) = 0

Note: एक वर्ग के सभी तत्वों की संयोजकताएँ समान होती हैं क्योंकि उनमें संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है।

घनत्व :

(a) एक वर्ग में परमाणु का आयतन परमाणु भार के साथ बढ़ता है लेकिन परमाणु भार परमाणु आयतन से अधिक बढ़ता है, इसलिए वर्ग में घनत्व बढ़ता है।

घनत्व (D) = $\frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}} = \frac{M}{V}$

(b) आवर्त में –घनत्व पहले अधिकतम तक बढ़ता है और फिर घटता है। (s-ब्लॉक से d-ब्लॉक बढ़ता है, d-ब्लॉक से p-ब्लॉक घटता है)

(c) वर्ग में – वर्ग में ऊपर से नीचे तक घनत्व नियमित रूप से बढ़ता है
जैसे VIIA वर्ग में - F और Cl गैसें हैं (कम घनत्व)
Br द्रव है (घनत्व 3.19 gm/cm^{-3})
I ठोस है (घनत्व 4.94 gm/cm^{-3})

(d) s-ब्लॉक से p-ब्लॉक तक पैकिंग क्षमता और बंध सामर्थ्य बढ़ता है।

(e) अपवाद - Na और Mg का घनत्व क्रमशः K और Ca से अधिक होता है। इसे आंतरिक कोश विन्यास द्वारा समझाया जा सकता है:

IA	IIA		
Li	Be		
Na	Mg	Na	$1s^22s^22p^63s^1$
K	Ca	K	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^04s^1$

K में 3d कक्षक रिक्त है, तीसरी कक्षा में $18e^-$ धारण करने की क्षमता है, लेकिन इसमें केवल $8e^-$ है। रिक्त कक्षक से परमाणु आयतन बढ़ने के कारण घनत्व कम हो जाता है।
Mg > Ca > Na > K

(f) Li ज्ञात सबसे हल्की धातु है।

(g) ठोस धातु घनत्व (Ir 922.63 gm/cc) और Os (22.6 gm/cc) और द्रव धातु Hg(13.6 gm/cc) का उच्चतम होता है।

(h) तत्वों के घनत्व का क्रम :
Li < K < Na < Rb < Cs {In, K और Ca घनत्व आंतरिक कोश में रिक्त d-कक्षकों के कारण कम होता है}
Ca < Mg < Be < Sr
Sc < Y < La
Ti < Zr << Hf
Zn < Cd < Hg

क्वथनांक और गलनांक (BOILING POINTS AND MELTING POINTS):

(a) यह परमाणुओं के समुच्चय का गुण है न कि एक परमाणु का अर्थात् यह एक आणविक गुण है।

(b) आवर्त मे – बाएं से दाएं जाने पर B.P. और M.P. पहले बढ़ता है फिर घटता है।
क्षार धातु – क्रिस्टल संरचना BCC (कम B.P. और M.P.)
संक्रमण धातु – .... “ .... FCC (उच्च B.P. और M.P.)

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

आदर्श गैस................सबसे कम B.P. & M.P. (वान्डरवाल आकर्षण बल)
संक्रमण तत्व................सर्वाधिक M.P.

धातुएं: W(Tungsten) अधिकतम गलनांक (3410°C); Hg(Mercury) निम्नतम गलनांक (–38°C)
अधातुएं: Carbon(हीरा) अधिकतम गलनांक (3727°C); Helium निम्नतम गलनांक (–270°C)

(iii) वर्ग में –

(a) **s-**ब्लॉक तत्व में B.P. तथा M.P. वर्ग में नीचे की ओर घटते हैं।
Li, Na (ठोस) → Cs, Fr (द्रव)
यह अनाबंधित इलेक्ट्रॉनों के अधिक प्रतिकर्षण के कारण होता है जो धात्विक बंध को कमजोर करता है।

(b) **d-**ब्लॉक तत्व में B.P. और M.P. वर्ग में नीचे की ओर बढ़ते हैं (लैन्थेनाइड संकुचन के कारण, z_{eff} बढ़ता है और इसलिए बंध ऊर्जा बढ़ती है)

(c) **p-**ब्लॉक तत्व में

i- IIIA – IVA वर्ग से B.P. और M.P. नीचे की ओर घटता है और VA से '0' वर्ग में B.P. और M.P. वर्ग में नीचे की ओर बढ़ता है। (परमाणु या आणविक भार α वान्डरवाल बल)।

ii- एकल परमाण्विक अणुओं का B.P. और M.P. द्विपरमाण्विक अणुओं से कम होता है। '0' वर्ग < हैलोजन

iii- प्रबल सहसंयोजक बंध के कारण B, C और Si जैसे परमाणु ठोस अधातुओं में B.P. और M.P. अधिक होता है।

iv- अणुओं के बीच दुर्बल वान्डरवाल बल के कारण आण्विक ठोस का B.P. और M.P. कम होता है। जैसे – I_2.

परमाण्विक त्रिज्या (ATOMIC RADIUS) :

(a) यह सबसे बाहरी e^- और नाभिक बीच की दूरी है।

(b) दो परमाणुओं के बीच की आधी दूरी परमाणु की परमाण्विक त्रिज्या के रूप में परिभाषित किया जाता है।

(c) X-ray विवर्तन, e^- विवर्तन विधि और परमाणु चुंबकीय अनुनाद (NMR) स्पेक्ट्रम विधियों का उपयोग आंतरिक दूरी या बंध लंबाई निर्धारित करने के लिए किया जाता है।

$$\text{परमाणु त्रिज्या} = \frac{\text{अन्तर नाभिकीय दूरी}}{2}$$

(d) परमाणु त्रिज्या एक अणु में परमाणुओं के बीच रासायनिक बंध के प्रकार पर निर्भर करती है। ये हैं :
(i) सहसंयोजक त्रिज्या (ii) आयनिक त्रिज्या (iii) धात्विक त्रिज्या (iv) वांडरवाल त्रिज्या

(i) सहसंयोजक त्रिज्या : (एकल बंधित सहसंयोजक त्रिज्या)

(a) सहसंयोजक बंध परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन होने से बनते हैं।

(b) इस स्थिति में अंतर–परमाणु दूरी न्यूनतम है।

(c) सहसंयोजक त्रिज्या दो एकल बंधित समान परमाणुओं के बीच की आंतरिक दूरी का आधा है जैसे A–A(A_2) अणु की आंतरिक दूरी (d_{A-A}) है, और सहसंयोजक त्रिज्या r_A है तो

$d_{A-A} = r_A + r_A$ or $2r_A$

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

जैसे – Cl_2 अणु, आंतरिक परमाणु दूरी 1.98 Å है, तो $r_{Cl} = \frac{1.98}{2} = 0.99$ Å

(d) H_2O_2, N_2H_4 और C_2H_6 को लेकर क्रमशः O, N और C आदि तत्वों की एकल बंधित सहसंयोजक त्रिज्या निर्धारित कि जा सकती है

Case I - विषम परमाण्विक अणु के लिए जिसमें वैद्युतऋणात्मकता में अंतर नही होता है।
A – B अणु के लिए A और B वैद्युतऋणात्मकता लगभग बराबर होती है। जैसे – C – I की वैद्युतऋणात्मकता लगभग बराबर (2.5), C – I की अंतर परमाणु दूरी 2.13Å है।
$d_{C-I} = r_C + r_I$ (r_C = 0.77Å)
$\therefore$ r_I = 2.13 – 0.77 = 1.36Å

Case II- विषम परमाण्विक अणु में जब वैद्युतऋणात्मकता का अंतर (ΔEN) अधिक है:–

शेमेकर और स्टीवेन्सोस नियम (Schomaker and Stevenson law):

यदि एक द्विपरमाण्विक अणु में A – B की वैद्युतऋणात्मकता में अधिक अंतर होता है। तो वास्तविक बंध की लंबाई कम हो जाएगी।

शेमेकर और स्टीवेन्सन के अनुसार – बंध की लंबाई में कमी निम्नलिखित तरीके से परमाणुओं की वैद्युतऋणात्मकता में अंतर पर निर्भर करती है –

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

यहाँ X_A = A की विद्युतऋणात्मकता

जैसे – F_2 बंध की लम्बाई = 1.44Å, H_2 की बंध लम्बाई = 0.74Å.

Example: H – F की बंध की लम्बाई का पता लगाए? (F का EN 4.0 है, H का EN 2.1 है)

Solution: $d_{H-F} = r_F + r_H - 0.09\ (X_F - X_H)$

$\because\ d_{F-F} = 1.44/2 = 0.77Å,\ d_{H-H} = 0.72/2 = 0.37Å$

$\therefore\ d_{H-F} = 0.77 + 0.37 - 0.09\ (4.0 - 2.1) = 1.09 - (0.09 \times 1.9) = 1.09 - 0.171 = 0.919Å$

Example: एक दिया गया यौगिक A_2 जिसका कुल d_{A-A} 1.4 Å. है। परमाणु A की (सहसंयोजक) त्रिज्या है–

(A) 0.7 Å (B) 0.5 Å (C) 0.2 Å (D) 0.1 Å

Ans. **(A)**

Solution: $r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$ = 1.4/2 = **0.7 Å**

Example: एक यौगिक AB जिसकी विद्युतऋणात्मकता का अंतर 1.9 है। A और B की परमाणु त्रिज्याएँ 4Å और 2Å हैं। A और B के बीच की दूरी d_{A-B} होगी–

(A) 6.72 Å (B) 5.82 Å (C) 6.9 Å (D) 7.5 Å

Ans. **(B)**

Solution: दिया गया है $r_A = 4$ Å

$r_B = 2$Å

$\Delta EN = 1.9$

सूत्र द्वारा $d_{A-B} = r_A + r_B - 0.09\ (\Delta EN)$

$= 4 + 2 - 0.09 \times 1.9$

$= 6 - 0.171$

= 5.82 Å

(ii) आयनिक त्रिज्या (Ionic Radius):

(A) धनायन त्रिज्या (Cationic radius):

(a) जब एक उदासीन परमाणु e^- त्याग देता है तो वह धनायन में परिवर्तित हो जाता है। (धनायन आवेशित आयन) परमाणु त्रिज्या > धनायन त्रिज्या क्योंकि e^- त्यागने के बाद नाभिक e^- को अधिक आकर्षित करता है। Z_{eff} बढ़ने के कारण प्रोटानों की संख्या समान रहती है, इसके इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर आकर्षित होते हैं और परमाणु त्रिज्या कम हो जाती है, इसके अतिरिक्त सबसे बाहरी कोश से सभी इलेक्ट्रॉनों को त्यागने के बाद, अंतिम कोश नाभिक के निकट होता है इसलिए आकार कम हो जाता है।

(b) धनायन का आकार $\propto \frac{1}{\text{आवेश का मान या } Z_{eff}}$

जैसे – $Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3}$ $Pb^{+2} > Pb^{+4}$

$Mn > Mn^{+2} > Mn^{+3} > Mn^{+4} > Mn^{+5} > Mn^{+6} > Mn^{+7}$

(B) ऋणायन त्रिज्या (Anionic radius):

(a) जब उदासीन परमाणु e^- प्राप्त करता है तो वह ऋणायन में परिवर्तित हो जाता है।
आयनिक त्रिज्या > परमाणु त्रिज्या

(b) आयनों में e^- प्रोटॉन से अधिक हैं इसलिए प्रभावी नाभिकीय आवेश (Z_{eff}) कम हो जाता है, और e^- के मध्य प्रतिकर्षण बढ़ता है, जिससे स्क्रीनिंग प्रभाव भी बढ़ता है। इसलिए e^- और नाभिक के बीच की दूरी बढ़ती है और आयन का आकार भी बढ़ता है।

जैसे – F का परमाणु क्रमांक 9 है।

	F	F^-
प्रोटोन	9	9
e^-	9	10

तो $\frac{Z}{e} = \frac{9}{9} = 1 \quad \frac{9}{10} = 0.9$ जैसा F^- का Z_{eff} कम होता है तो इनका आकार $F^- > F$

(c) समइलेक्ट्रॉनिक प्रजातियों का आकार :

– वे प्रजातियां जिनकी e^- संख्या समान है। लेकिन विभिन्न नाभिकीय आवेश समइलेक्ट्रॉनिक श्रृंखला बनाते हैं।

– समइलेक्ट्रॉनिक प्रजातियों के लिए परमाणु क्रमांक में कमी के साथ परमाणु त्रिज्या बढ़ जाती है

	K^+	Ca^{+2}	Ar	S^{-2}	Cl^-
Z	19	20	18	16	17
e	18	18	18	18	18
$\frac{z}{e}$	$\frac{19}{18}$	$\frac{20}{18}$	$\frac{18}{18}$	$\frac{16}{18}$	$\frac{17}{18}$

त्रिज्या का क्रम : $(S^{-2} > Cl^- > Ar > K^+ > Ca^{+2})$, $(N^{3-} > O^{2-} > F^- > Ne > Na^{+2} > Mg^{+2} > Al^{+3})$

(iii) धात्विक त्रिज्या (Metallic radius):

(a) क्रिस्टलीय जालक संरचना में दो पड़ोसी धात्विक परमाणुओं के बीच नाभिकीय दूरी का आधा।

(b) परमाणु कक्षकों का कोई अतिव्यापन नहीं होता है

(c) तो धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

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

(e) अधिक धात्विक त्रिज्या $\rightarrow$ दुर्बल क्रिस्टल पैकिंग $\rightarrow$ निम्न बंध सामर्थ्य
(काय केंद्रित पैकिंग)

(f) कम धात्विक त्रिज्या $\rightarrow$ प्रबल/कठोर क्रिस्टल पैकिंग FCC $\rightarrow$ उच्च बंध सामर्थ्य
(षटकोणीय पैकिंग)

(iv) वांडरवाल त्रिज्या (Vander Waal's radius):

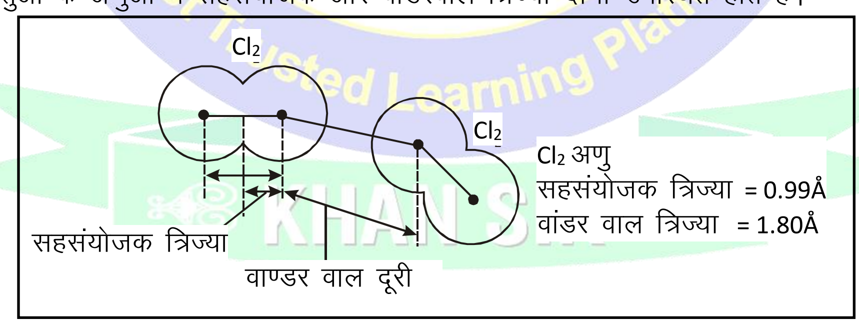
(a) वे परमाणु (अक्रिय गैस समान) जो एक–दूसरे से बंधे नहीं होते हैं, निकट आने के लिए एक दुर्बल आकर्षक बल का अनुभव करते हैं।

(b) एक उत्कृष्ट गैस की ठोस अवस्था में आसन्न परमाणुओं के नाभिकों के बीच की आधी दूरी वांडरवाल त्रिज्या है।

(c) वांडरवाल त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या।

(d) अक्रिय गैस में केवल वाडरवाल त्रिज्या होती है।

(e) अधातुओं के अणुओं में सहसंयोजक और वांडरवाल त्रिज्या दोनों उपस्थित होते हैं।



वाण्डर वाल त्रिज्या = 2 सहसंयोजक त्रिज्या

(f) वान्डरवाल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

(g) वांडरवाल आकर्षण बल $\propto$ आण्विक भार या परमाणु भार (अक्रिय गैसों में)

(h) बाएं से दाएं आवर्त में वान्डरवाल त्रिज्या घट जाती है।

(i) वर्ग में ऊपर से नीचे तक इसके मान बढ़ते हैं।

(v) परमाणु आकार को प्रभावित करने वाले कारक हैं (Factors affecting atomic size are) :

(a) परमाण्विक त्रिज्या $\propto \frac{1}{Z_{eff}}$ e.g. Li > Be > B > C > N > O > F

(b) परमाण्विक त्रिज्या $\propto$ कोश की संख्या (n) e.g. Li < Na < K < Rb < Cs

(c) परमाण्विक त्रिज्या $\propto$ परिरक्षण प्रभाव

(d) परमाण्विक आकार $\propto \frac{1}{\text{धनावेश का परिमाण}}$ e.g. $Mn > Mn^{+2} > Mn^{+3} > Mn^{+4}$

परमाण्विक आकार $\propto$ ऋणावेश का परिमाण e.g. $O < O^{-} < O^{-2}$

(e) परमाण्विक त्रिज्या $\propto \frac{1}{\text{आबंध कोटि}}$ e.g. >N – N< >– N = N – > N ≡ N

(vi) परमाणु आकार की आवर्त में भिन्नता (Periodic variation of atomic size):

i - आवर्त में – आवर्त में नाभिकीय आवेश बढ़ने पर यह बाएं से दाएं घटती जाती है।
जैसे Li > Be > B > C > N > O > F < Ne

ii- एक वर्ग में – यह वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर बढ़ता है क्योंकि कोश की संख्या बढ़ती है।
जैसे Li < Na < K < Rb < Cs

अपवाद : संक्रमण तत्व

(a) पहली संक्रमण श्रेणी में Sc(21) से Zn(30) तक Z_{eff} लगातार बढ़ता है, लेकिन नाभिकीय आकार लगातार कम नहीं होता है।

(b) Sc(21) से Mn(25) आकार घट जाता है।

(c) Fe(26) से Ni(28) आकार लगभग स्थिर।
नाभिकीय आवेश $\simeq$ परिरक्षण प्रभाव

(d) Cu(29) से Zn(30) आकार बढ़ता है। इसलिए नाभिकीय आवेश (Z_{eff}) परिरक्षण प्रभाव से कम प्रभावी है।

(vii) लैंथेनॉयड संकुचन (Lanthanide Contraction):

(a) आंतरिक संक्रमण तत्वों का सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
$(n-2)f^{1-14}, (n-1)d^{0-1}, ns^2$ (n = 6 से 7) है

(b) e^-,(n – 2) f, कक्षकों में प्रवेश करता है।

(c) स्क्रीनिंग प्रभाव ,f कक्षक की जटिल संरचना के कारण बहुत कम है

(d) लैंथेनॉयड और एक्टिनॉयड में परमाणु आवेश एक (+1) बढ़ जाता है, इसलिए इन तत्वों का परमाणु आकार थोड़ा कम हो जाता है। इसे लैंथेनॉयड संकुचन के रूप में जाना जाता है।
यहाँ परमाणु आवेश (Z_{eff}) > स्क्रीनिंग प्रभाव।

(e) संक्रमण श्रेणी I^{st} 2^{nd} और 3^{rd}

	III_B	IV_B	
आकार	Sc	Ti ↓	आकार बढ़ता है
बढ़ता है	Y	Zr	लैंथेनॉयड संकुचन के कारण समान
	La	Hf	

परमाण्विय त्रिज्या 3d < 4d ≈ 5d, III B के अतिरिक्त

(viii) परमाणु और आयनिक त्रिज्या के क्रम (Orders of atomic and ionic radii) –

$H^+ < H < H^-$

$I^+ < I < I^-$

Ti < Zr ≈ Hf

Sc < Y < La

$Na^+ < Ne < F^-$

Be < Li < Na

Ni < Cu < Zn

Sc > Ti > V > Cr

Ar > Na > Cl

Cu < Au < Ag

SPOT LIGHT

1. आवर्त सारणी के सबसे बाईं ओर उपस्थित क्षार धातुओं का आकार किसी आवर्त में सबसे बड़ा होता है।
2. आवर्त सारणी के सबसे दाईं ओर उपस्थित हैलोजन का आकार सबसे छोटा होता है।
3. हालाँकि, अक्रिय गैसों के परमाणुओं का आकार पूर्ववर्ती हैलोजन के परमाणुओं की तुलना में बड़ा होता है क्योंकि अक्रिय गैसों में वाण्डर वाल्स की त्रिज्या को ध्यान में रखा जाता है।
4. संक्रमण श्रेणी में, आकार में कमी छोटी होती है क्योंकि (n – 1)d स्तरों में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन ns इलेक्ट्रॉनों पर अधिकांश परमाणु आवेश को प्रभावी ढंग से दिखाते हैं।
5. 4f–श्रेणी में, परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ आकार में निरंतर कमी होती रहती है। इस कमी को लैंथेनाइड संकुचन कहा जाता है।
6. सामान्य तत्वों के समूह में परमाणु संख्या में वृद्धि के साथ आकार में निरंतर वृद्धि होती रहती है।
7. संक्रमण तत्वों के एक वर्ग में, पहले सदस्य से तीसरे सदस्य से दूसरे सदस्य तक आकार में अपेक्षा के अनुरूप वृद्धि होती है, लेकिन दूसरे सदस्य से तीसरे सदस्य तक, आकार में बहुत छोटा परिवर्तन होता है और कभी–कभी आकार समान होते हैं। यह लैन्थेनाइड संकुचन के कारण होता है।
8. वाण्डर वॉल्स त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या सहसंयोजक त्रिज्या का उपयोग अधातुओं के लिए किया जाता है। धात्विक या क्रिस्टल त्रिज्या का उपयोग धातु परमाणुओं के लिए और वाण्डर वॉल की त्रिज्या का उपयोग अक्रिय गैसों के लिए किया जाता है।
9. इस तथ्य के बावजूद कि दोनों एक ही वर्ग के हैं, Al और Ga की त्रिज्याएँ लगभग बराबर हैं। यह Ga से पहले दस d–ब्लॉक तत्वों की उपस्थिति के कारण है। d–ब्लॉक तत्वों में, d–इलेक्ट्रॉनों का स्क्रीनिंग प्रभाव कम होता है और जिससे नाभिकीय आवेश संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को दृढ़ता से आकर्षित करता है और आकार को काफी कम कर देता है।

आयनन ऊर्जा (IONISATION ENERGY/ENTHALPY):

एक तत्व की आयनन ऊर्जा (IE) (आयनन विभव IP) को एक विलगित गैसीय परमाणु की आद्य अवस्था में संयोजी कोश से एक इलेक्ट्रॉन हटाने में आवश्यक न्यूनतम ऊर्जा की मात्रा के रूप में परिभाषित किया जाता है। इसके परिणाम स्वरूप धनात्मक आयन का निर्माण होता है।

$$M(g) \xrightarrow{(IE)} M^+(g) + e^-$$

- $(IE)_1, (IE)_2, (IE)_3$... क्रमशः एक विलगित गैसीय परमाणु से क्रमशः प्रथम, द्वितीय, तृतीय इलेक्ट्रॉन को हटाने के लिए आवश्यक आयनन ऊर्जाऐं है।

$(IE)_1 < (IE)_2 < (IE)_3 <$ ....

आयनन ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक (FACTORS AFFECTING IONISATION ENERGY)

एक वर्ग तथा आवर्त में (IE) का परिवर्तन नियमित/अनियमित निम्न प्रकार से प्रभावित होगा :

(A) परमाणु का आकार (Size of the Atom) :

एक छोटे परमाणु में इलेक्ट्रॉन दृढ़ता से आकर्षित होते है जबकि एक बड़े परमाणु में कम प्रबलता से आकर्षित होते है। आर्कषण का कुलॉम्बिक बल F होगा।

$$F = \frac{kZe^2}{r^2}$$

जहाँ पर Ze नाभिक पर आवेश, e इलेक्ट्रॉन आवेश, r परमाणु त्रिज्या तथा k नियतांक है। इसलिए आयनन ऊर्जा परमाणु के आकार बढ़ने से घटती है।

(B) प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective Nuclear Charge (Z_{eff}))

नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ बाह्यतम इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच आकर्षण बढ़ता है। नाभिकीय आवेश अधिक होने पर परमाणु से इलेक्ट्रॉनों को निकालने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। यहाँ पर (IE) नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ बढ़ती है।

(C) परिरक्षण प्रभाव (Shielding effect (σ))

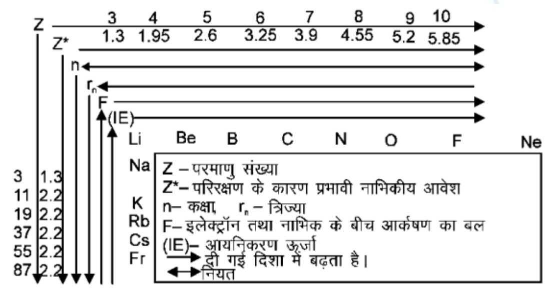
आंतरिक कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन नाभिक तथा बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों के मध्य परिरक्षण का कार्य करते है। यह परिरक्षण प्रभाव कहलाता है। आन्तरिक कोशो में इलेक्ट्रॉनों की अधिक संख्या होने पर परिरक्षण प्रभाव भी अधिक होता है जिससे आर्कषण बल कम होता है। इसलिए आयनन ऊर्जा घटती है।

(D) भेदन प्रभाव (Penetration Effect):

एक s कक्षक इलेक्ट्रॉन नाभिक के करीब प्रवेश करता है, और इसलिए यह 'p' कक्षक इलेक्ट्रॉन की तुलना में अधिक मजबूती से बंधा होता है, और 'd' इलेक्ट्रॉन f इलेक्ट्रॉन की तुलना में अधिक मजबूती से बंधा रहता है। अन्य कारक समान होने के कारण आयनन ऊर्जाएँ क्रमशः होती हैं s > p > d > f.

(E) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration):

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में यदि एक परमाणु पूर्णपूरित या अर्द्धपूरित कक्षक रखता है तो इसकी (IE) आवर्त सारणी में इसकी सामान्य स्थिति से अधिक होती है।



एक वर्ग तथा आवर्त में (IE) का परिवर्तन

Example: एक H परमाणु कि I.E. मान 2.18×10^{-18}J होता है। H परमाणु I.E. kJ $mole^{-1}$ है –

(A) 1505 kJ $mole^{-1}$ (B) 1310 kJ $mole^{-1}$ (C) 1608 kJ $mole^{-1}$ (D) कोई नहीं

Ans. **(B)**

Solution: H परमाणु की I.E. = 2.18×10^{-18} N_A J $mole^{-1}$ = **1310 kJ $mole^{-1}$**

Example: निम्न में से कौनसा क्रम अपचायक सामर्थ्य के लिए सही है –

(A) Cs > Rb > K > Na > Li (B) Li > Na > K > Rb > Cs (C) Li > Cs > Rb > K > Na (D) इनमें से कोई नहीं

Ans. **(C)**

Solution: IA वर्ग में Li सबसे अच्छा अपचायक है क्योंकि इसकी ऑक्सीकरण क्षमता बहुत अधिक है और Li^+ (aq.) सबसे अधिक स्थायी है, क्योंकि Li^+ छोटा धनायन है। उनमें जलयोजन ऊर्जा अधिक होती है। इसलिए उपरोक्त प्रक्रिया आसानी से होती है।

DETECTIVE MIND

1. धनायन (धनात्मक आयन) की त्रिज्या हमेशा मूल परमाणु की परमाणु त्रिज्या से छोटी होती है।
$$M^+ < M$$
2. ऋणायन (ऋणात्मक आयन) की त्रिज्या हमेशा मूल परमाणु की परमाणु त्रिज्या से बड़ी होती है।
$$A^- > A$$
3. समूह में नीचे जाने पर समान आवेश वाले आयनों की आयनिक त्रिज्याएँ परमाणु संख्या बढ़ने के साथ बढ़ती हैं।
$$Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+$$
4. प्रतिनिधि तत्वों के आवर्त में समान आवेश वाले आयनों की आयनिक त्रिज्या परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ घटती जाती है।
5. संक्रमण श्रेणी में आयनिक त्रिज्या का परिवर्तन छोटा है और सुचारू नहीं है।
6. त्रिधनात्मक लैंथेनाइड आयनों की त्रिज्या श्रेणी के साथ नियमित रूप से घटती जाती है।
7. समान संख्या में इलेक्ट्रॉनों (समइलेक्ट्रॉनिकें) वाली प्रजातियों के समूह में, परमाणु आवेश में वृद्धि के साथ आयनिक आकार घट जाता है।
$$N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$$
8. धनात्मक आवेश की वृद्धि के साथ उसी तत्व के धनायनों का आकार घटता जाता है।
$$Cr^{2+} > Cr^{3+} ;\ Fe^{2+} > Fe^{3+} ;\ Pb^{2+} > Pb^{4+}$$
9. H^+ और Cs^+ क्रमशः सबसे छोटे और सबसे बड़े धनायन हैं।
10. F^- और I^- क्रमशः सबसे छोटे और सबसे बड़े मोनोवैलेंट आयन हैं।
11. यदि कोई धनायन विभिन्न समन्वय संख्याओं के साथ यौगिक बनाता है, तो उच्च समन्वय संख्या के साथ धनायन की त्रिज्या अधिक होगी।

C.N.	4	6	8
आयनिक त्रिज्या Li^+(Å)	0.73	0.90	1.06

12. Al^{3+} और Ga^{3+} की आयनिक त्रिज्याएँ समान हैं, इस तथ्य के बावजूद कि दोनों एक ही समूह से संबंधित हैं। ऐसा d–प्रभाव के कारण होता है. इसी प्रकार, Zr^{4+} और Hf^{4+} की आयनिक त्रिज्याएँ इस तथ्य के बावजूद लगभग बराबर हैं कि दोनों एक ही समूह से संबंधित हैं। यह लैंथेनॉयड संकुचन के कारण होता है।

इलेक्ट्रॉन बन्धुता (Electron Affinity) (EA) / इलेक्टोन लब्धि एन्थेलपी (ΔH_{eg}) (electron gain enthalpy):

इलेक्ट्रॉन बन्धुता, (EA) एक विलगित गैसीय परमाणु में ऋणायन बनाने के लिए बाह्यतम कोश में एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर विमुक्त ऊर्जा की मात्रा है

$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)} +$ E.A. (I)

ΔH_{eg1} (प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थेलपी) = –ve [ऋणात्मक]

* सामान्यतः किसी विलगित गैसीय परमाणु के सयोजी कोश में पहला इलेक्ट्रॉन को जोडना एक उष्माक्षेपी प्रकम हैं। [स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के अलावा]

$\Delta H_{e.g} = -E.A$

प्रथम इलेक्ट्रॉन के लिए $= \Delta H_{eg_1} = -ve$

$E.A_1 = +ve$

* दूसरा इलेक्ट्रॉन जुडे हुए इलेक्ट्रॉन तथा गैंसीय ऋणात्मक के बीच स्थिर विधुतीय प्रतिकर्षण के विरूद्ध गैसीय ऋणायन में जोडा जाता हैं।

$X^-(g) + e^- +$ ऊर्जा $\xrightarrow{EA(II)} X^{-2}(g)$

• किसी विलगित गैंसीय परमाणु में दूसरे इलेक्ट्रॉन का जुडना हमेंशा उष्माशोषी प्रकम होता हैं।

$\Delta H_{eg_2} = +ve$

$E.A_2 = -ve$

$\Delta H_{e.g_1} + \Delta H_{e.g_2}$ .... = +ve

- बहुऋणात्मक आयन का निर्माण जैसे O^{-2},N^{-2},C^{-4} etc. सदैव एक उष्माशोषी प्रक्रम हैं।

अपवाद (EXCEPTIONS) :

(a) द्वितीय आवर्त तत्वों (N, O, F) के इलेक्ट्रॉन बन्धुता मान तृतीय आवर्त तत्वों (P, S, Cl) के इलेक्ट्रोन बन्धुता मानों से कम है। जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन, अधिक छोटे आकार के कारण द्वितीय आवर्त तत्वों के आवेश घनत्वों के उच्च मान के कारण तुलनात्मक रूप से अधिक प्रतिकर्षण महसूस करते है तथा इसलिए द्वितीय आवर्त तत्वों के इलेक्ट्रॉन बन्धुता मान घटते हैं उदाहरण के लिए फ्लोरीन की इलेक्ट्रॉन बन्धुता, क्लोरीन से कम होती है।

(b) क्षारीय मृदा धातुओं (वर्ग 2) की इलेक्ट्रॉन बन्धुता लगभग शून्य है यह उनके संयोजकता कोशों में s–कक्षकों के पूर्ण पूरित होने के कारण होती है।

(c) नाइट्रोजन की इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान कम होता है इन तत्वों के परमाणु स्थायी अर्द्धपूरित p–कक्षक रखते हैं।

(d) अक्रिय गैसों की इलेक्ट्रॉन बन्धुता शून्य है। यह स्थायी पूर्ण भरे संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण होती है।

विद्युतऋणात्मकता (ELECTRO-NEGATIVITY(EN))

(i) एक परमाणु की साझा इलेक्ट्रॉनों को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति को वैद्युतऋणात्मकता कहा जाता है।

(ii) EN और EA दोनों में इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित करने की प्रवृत्ति होती है लेकिन इलेक्ट्रॉन बंधुता विलगित परमाणुओं के लिए होती है। जहां वैद्युत ऋणात्मकता बंधित परमाणुओं के लिए है।

(iii) A – B का ध्रुवीय सहसंयोजक या आयनिक बंध टूट सकता है

जैसे (a) $A - B \longrightarrow A^- : + B^+$ (EN A > EN B) या (b) $A - B \longrightarrow A^+ + :B^-$ (EN A < EN B)

बंधित इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की उनकी प्रवृत्ति के आधार पर।

(iv) वैद्युत ऋणात्मकता की कोई इकाई नहीं है क्योंकि EN एक बंधित परमाणु की प्रवृत्ति है न कि ऊर्जा

(v) पॉलिंग ने इसे पहली बार समझाया

(vi) पॉलिंग के पैमाने में, लगभग समान वैद्युतऋणात्मकता वाले तत्व

N = Cl = 3.0 C = S = I = 2.5 P = H = 2.1 Cs = Fr = 0.7 Be = Al = 1.5

लिनस पॉलिंग ने अधिकांश तत्वों की सापेक्ष विद्युतऋणात्मकता की गणना के लिए एक विधि विकसित की। पॉलिंग के अनुसार

$\Delta = X_A - X_B = 0.208\sqrt{E_{A-B} - \sqrt{E_{A-A} \times E_{B-B}}}$ E_{A-B} = बॉन्ड एन्थैल्पी/ A – B बंध की बंध ऊर्जा

E_{A-A} = A – A बंध की बंध ऊर्जा E_{B-B} = B – B बंध की बंध ऊर्जा

(सभी बंधन ऊर्जाएँ kcal/mol में)

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

(vii) **मुलिकन पैमाना :** विद्युतऋणात्मता को एक परमाणु की आयनन ऊर्जा (IE) और इलेक्ट्रॉन बन्धुता (EA) के औसत के रूप में माना जा सकता है (दोनों इलेक्ट्रॉन वोल्ट में व्यक्त किए जाते हैं)।

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

[पॉलिंग्स की विद्युतऋणात्मता χ_P मुलिकन की विद्युतऋणात्मता χ_M से संबंधित है जैसा कि नीचे दिया गया है।

$\chi_P = 1.35\,(\chi_M)^{1/2} - 1.37$ मुल्लिकेन के मान पॉलिंग के मानों से लगभग 2.8 गुना अधिक थे।]

(viii) कुछ अन्य तत्वों की EN के मान इस प्रकार है –

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K						Br
0.8						2.8
Rb						I
0.8						2.5

Cs
0.7
Fr
0.7

– छोटे परमाणु सामान्य तौर पर बड़े परमाणुओं की तुलना में अधिक विद्युतऋणी होते है।

(ix) विद्युत ऋणात्मकता को प्रभावित करने वाले कारक :

(a) परमाणु आकार –

$$\text{विद्युत ऋणात्मकता} \propto \frac{1}{\text{परमाणु आकार}}$$

(b) प्रभावी नाभकीय आवेश **(Z_{eff}) -**

विद्युत ऋणात्मकता $\propto Z_{eff}$

(c) परमाणु की संकरण अवस्था –

विद्युत ऋणात्मकता $\propto$ संकरित कक्षक में s गुणों की प्रतिशतता

	sp	>	sp^2	>	sp^3
s गुण	50%		33%		25%
विद्युत ऋणात्मकता	3.25		2.75		2.5

चूँकि s-कक्षक नाभिक के निकट होता है, इसलिए संकरण अवस्था में s-गुण बढ़ने से EN भी बढ़ जाता है।

(d) ऑक्सीकरण अवस्था

विद्युत ऋणात्मकता $\propto$ ऑक्सीकरण अवस्था

$Mn^{+2} < Mn^{+4} < Mn^{+7}$

$O^{-} < O < O^{+}$

$Fe < Fe^{+2} < Fe^{+3}$

– जैसे–जैसे धनायन प्रजातियों की ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने से परमाणु त्रिज्या घटती है, EN बढ़ता है।

– आयनिक प्रजातियों में, विद्युत ऋणात्मकता का क्रम $O^{-2} < O^{-} < O$ है।

(e) विद्युत ऋणात्मकता पूर्णपूरित या अर्द्धपूरित कक्षक पर निर्भर नहीं करती है, क्योंकि यह बंधित इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की प्रवृत्ति है, न कि बाहर से इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने की।

(x) आवर्त सारणी तथा विद्युत ऋणात्मकता :

(a) वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता घटती है।

(b) आवर्त में बायें से दायें जाने पर EN बढ़ती है।

अपवाद –

– '0' वर्ग ('0' वर्ग) की विद्युत ऋणात्मकता सदैव शून्य होती है, क्योंकि अक्रिय गैस अणु नहीं बनाती है।

(c) Cs और Fr की विद्युत ऋणात्मकता 6वे और 7वे आवर्त (IA) में समान है, इसका कारण यह है कि $_{55}Cs$ से $_{87}Fr$ तक केवल एक कोश बढ़ता है लेकिन परमाणु आवेश (प्रोटॉन की संख्या) +32 बढ़ जाता है।

(d) अतः नाभिकीय आवेश के प्रभाव ने कोश की संख्या में वृद्धि के प्रभाव को संतुलित कर दिया।

F > Cl की विद्युतऋणात्मकता लेकिन Cl > F की इलेक्ट्रॉन बंधुता

अतः फ्लोरीन को ब्लेक शीप तत्व कहा जाता है।

(e) IIB तत्वों के वर्ग (Zn, Cd, Hg) में लैंथेनॉइड संकुचन के कारण वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता का मान बढ़ जाता है।

(f) IIIA वर्ग में, संक्रमण संकुचन के कारण वर्ग के नीचे विद्युतऋणात्मकता का मान बढ़ जाता है

(+18 आवेश)

Ga का EN > Al का EN

(xi) विद्युत ऋणात्मकता का अनुप्रयोग :

(A) धात्विक और अधात्विक प्रकृति –

कम विद्युत ऋणात्मकता ⟶ धातु

उच्च विद्युत ऋणात्मकता ⟶ अधातु

धात्विक गुण वर्ग में नीचे की ओर बढ़ता है लेकिन आवर्त के साथ घटता जाता है।

(B) बंध लम्बाई

$$\Delta EN \propto \frac{1}{\text{बंध लम्बाई}}$$

यहाँ Δ EN = बंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकताओं में अंतर

HF < HCl < HBr < HI

H और F की विद्युत ऋणात्मकता में बहुत अंतर के कारण – HF की न्यूनतम बंध लंबाई होती है।

(C) आबंध ऊर्जा ΔEN बढ़ने से आबंध की लंबाई घटती है और इसलिए आबंध ऊर्जा बढ़ती है।

बंध ऊर्जा $\propto$ विद्युतऋणात्मकता में अंतर

HF > HCl > HBr > HI

(D) हाइड्राइड्स का अम्लीय सामर्थ्य –

बंध ऊर्जा (शक्ति) $\propto$ अणु का स्थायित्व।

– हाइड्रोहैलाइड्स के स्थयित्व का क्रम है

HF > HCl > HBr > HI और इसलिए उनकी अम्लीय सामर्थ्य का क्रम होगा –

HF < HCl < HBr < HI

– VA वर्ग में -

NH_3 ↓ तापीय स्थायित्व गुण घटता है

PH_3 ↓ क्षारीय गुण घटता है

AsH_3 ↓ अम्लीय गुण बढ़ता है

PH_3 और AsH_3 में X_A और X_B के विद्युतऋणात्मकता में अंतर कम होता है, इसलिए उनकी बंध ऊर्जा कम हो जाती है और इसलिए अम्लीय गुणधर्म (H^+ आयन खोना) बढ़ जाता है।

(E) अभिक्रियाशीलता –

$$\text{बंध ऊर्जा} \propto \text{स्थायित्व} \propto \frac{1}{\text{अभिक्रियाशीलता}}$$

बंध ऊर्जा $\propto$ विद्युत ऋणात्मकता में अंतर

$$\text{तो, } \Delta \text{ विद्युत ऋणात्मकता} \propto \text{स्थायित्व} \propto \frac{1}{\text{अभिक्रियाशीलता}}$$

$$\xrightarrow[\text{अभिक्रियाशीलता}]{HF < HCl < HBr < HI}$$

– HI सभी हाइड्रोहैलाइड्स में सबसे अधिक अभिक्रियाशील हाइड्रोहैलाइड या सबसे प्रबल अम्ल है।

(F) बंध की प्रकृति –

(a) इसे हैनी एंड स्मिथ सूत्र द्वारा निर्धारित किया जा सकता है

आयनिक % = $16(X_A - X_B) + 3.5\,(X_A - X_B)^2$

यहाँ X_A = A की विद्युत ऋणात्मकता

X_B = B की विद्युत ऋणात्मकता

यदि $X_A - X_B \geq 2.1$ आयनिक % > 50% जैसे – आयनिक बंध

यदि $X_A - X_B \leq 2.1$ आयनिक % < 50% जैसे – सहसंयोजक बंध

(b) गैलिस प्रयोगात्मक सूत्र :

$X_A - X_B \geq 1.7$ आयनिक

$X_A - X_B \leq 1.7$ सहसंयोजक

– यदि $X_A = X_B$; तो A – B अध्रुवीय होगा जैसेः– H – H, F – F

यदि $X_A > X_B$ और EN का अंतर कम है, तो

$A^{\delta-}$ —— $B^{\delta+}$ बंधक ध्रुवीय सहसंयोजक होगा।

जैसे – H_2O ($H^{\delta+}$ —— $O^{\delta-}$ —— $H^{\delta+}$)

– यदि $X_A >> X_B$ और $X_A - X_B$ ΔEN उच्च है तो, $A^- \longrightarrow B^+$ बंध ध्रुवीय या आयनिक होगा।

जैसे – Na^+Cl^-

– HF, में $X_A - X_B = 1.9$, जो 1.7, से अधिक है। तब भी यह सहसंयोजी यौगिक है।

(G) हाइड्रॉक्साइड की प्रकृति –

(a) गैलिस के अनुसार, AOH में यदि A की विद्युतऋणात्मकता 1.7 (अधातु) से अधिक है तो यह प्रकृति में अम्लीय है।

(b) यदि 'A' की विद्युतऋणात्मकता 1.7 (धातु) से कम है तो AOH प्रकृति में क्षारीय होगी।

जैसे	NaOH	ClOH
X_A	0.9	3.0
प्रकृति	क्षार	अम्लीय

(c) यदि $X_A - X_O \geq X_O - X_H$

तो AO बंध अधिक ध्रुवीय होगा और टूट जाएगा

$$A + OH \longrightarrow A^+ + OH^-$$

यह क्षारीय प्रकृति दर्शाता है।

(d) यदि $X_A - X_O \leq X_O - X_H$

$$A - O + H \longrightarrow H^+ + AO^-$$

यह अम्लीय प्रकृति दर्शाता है।

जैसे – NaOH में

$X_0 - X_{Na}\ (2.6) > X_0 - X_H\ (1.4)$

तो हाइड्रॉक्साइड क्षारीय है

ClOH में –

$X_O - X_{Cl}\ (0.5) < X_O - X_H\ (1.4)$

तो हाइड्रॉक्साइड अम्लीय है

(H) ऑक्साइड की प्रकृति – एक ऑक्साइड AO पर विचार करें

यदि $X_A - X_O > 2.3$	क्षारीय ऑक्साइड
यदि $X_A - X_O = 2.3$	उभयधर्मी ऑक्साइड
यदि $X_A - X_O < 2.3$	अम्लीय ऑक्साइड

(a) आवर्त के सापेक्ष अम्लीय प्रकृति बढ़ जाती है।

(b) वर्ग के नीचे क्षारीय प्रकृति बढ़ जाती है

Li Be B C N O F

Na Mg Al Si P S Cl

← $X_A - X_O > 2.3$ क्षारीय | ↓ $X_A - X_O = 2.3$ उभयधर्मी | → $X_A - X_O < 2.3$ अम्लीय

अर्थात् जब आवर्त सारणी में तत्व और ऑक्सीजन के बीच की दूरी बढ़ जाती है, तो क्षारीय प्रकृति बढ़ जाती है।

$NO_2 > ZnO > K_2O$ ⟶

अम्लीय प्रकृति घटती है –

– $BeO, Al_2O_3, ZnO, SnO, PbO, SnO_2, PbO_2, Sb_2O_3$ आदि उभयधर्मी ऑक्साइड है।

– CO, H_2O, NO, N_2O उदासीन ऑक्साइड है।

ऑक्साइड और ऑक्सीएसिड की अम्लीय क्षमता $\propto$ EN

B_2O_3 CO_2 N_2O_5 ⟶

EN बढ़ेगी तो अम्लीय प्रकृति भी बढ़ेगी

$H_3BO_3 < H_2CO_3 < HNO_3$

SO_3	H_2SO_4	EN ↓
SeO_3	H_2SeO_4	अम्लीय ↓
TeO_3 ↓	H_2TeO_4 ↓	

$H_3PO_4 > H_3AsO_4 > H_3SbO_4$
$H_2SO_3 > H_2SeO_3 > H_2TeSO_3$
$HOF > HOCl > HOBr > HOI$
$HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4$
$N_2O_5 > P_2O_5 > As_2O_5$
$N_2O_3 > P_2O_3 > As_2O_3 > Sb_2O_3$

अम्लीय प्रकृति ∝ ऑक्सीकरण अवस्था
किसी तत्व की बढ़ती ऑक्सीकरण अवस्था के साथ अम्लीय गुण बढ़ जाते हैं

$HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$

$HNO_3 > HNO_2$

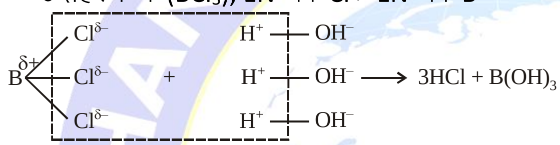
$H_2SO_4 > H_2SO_3$

$SO_3 > N_2O_3$

$Sb_2O_3 < Sb_2O_5 < N_2O < NO < NO_2 < N_2O_5$

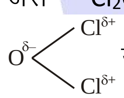
(I) AX का जल–अपघटन - जहाँ A = अन्य तत्व
तथा X = हैलोजन

(a) यदि X की विद्युतऋणात्मकता > A की विद्युतऋणात्मकता है तो जल अपघटन पर उत्पाद HX होगा।
– उदाहरण में (BCl_3), EN का Cl > EN का B



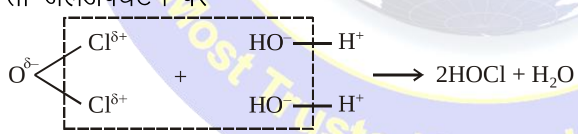
$PCl_3 + 3HOH \longrightarrow 3HCl + H_3PO_3$
$PCl_3.\ Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2HCl + POCl_3$
$POCl_3 + 3HOH \longrightarrow 3HCl + H_3PO_4$

(b) यदि X की विद्युतऋणात्मकता < A की विद्युतऋणात्मकता तो जल अपघटन उत्पाद पर HOX (हाइपोहेलस एसिड) होगा जैसे – Cl_2O



यहाँ कि विद्युतऋणता O > Cl

तो जलअपघटन पर –



Example: निम्नलिखित यौगिकों में केंद्रीय परमाणु की विद्युत ऋणात्मकता का सही क्रम है –
$CH_3 - CH_3$, $CH_2 = CH_2$, $CH \equiv CH$
(a) (b) (c)
सही क्रम है –
(A) a > b > c (B) c > a > b (C) c > b > a (D) b > c > a

Ans **(C)**

Solution: % -S- गुण
$CH_3 - CH_3$ = sp^3 = 25 %
$CH_2 = CH_2$ = sp^2 = 33.33 %
$CH \equiv CH$ = sp = 50 %
तो विद्युत ऋणात्मकता क्रम है :
$CH \equiv CH > CH_2 = CH_2 > CH_3 - CH_3$

Example: निम्नलिखित में से किस यौगिक में बंध की लंबाई का उच्चतम मान है –
(A) CsF (B) CsBr (C) CsI (D) CsCl

Ans. **(C)**

Solution: CsI के लिए ΔEN का मान न्यूनतम है। तो बंध लम्बाई उच्च होगी।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और विद्युतऋणात्मकता के बीच अंतर

S.NO.	इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी	विद्युतऋणात्मकता
1.	यह एक विलगित परमाणु की इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की प्रवृत्ति है।	यह संयुक्त अवस्था में एक परमाणु की, अर्थात् अणु में, इलेक्ट्रॉनों के सांझा युग्म को आकर्षित करने की प्रवृत्ति है।
2.	इसे प्रायोगिक तौर पर मापा जा सकता है.	यह एक सापेक्ष संख्या है और इसे प्रयोगात्मक रूप से निर्धारित नहीं किया जा सकता है।
3.	इसकी इकाइयाँ इलेक्ट्रॉन वोल्ट प्रति परमाणु/किलो जूल प्रति मोल/किलो कैलोरी प्रति मोल हैं।	इसकी कोई इकाई नहीं बल्कि केवल एक संख्या है।
4.	यह किसी विशेष तत्व के लिए एक स्थिर मात्रा है	किसी तत्व की विद्युत ऋणात्मकता स्थिर नहीं होती है। यह कई कारकों पर निर्भर करता है जैसे संकरित अवस्था, ऑक्सीकरण अवस्था, आदि।
5.	इसकी आवर्तिता किसी आवर्त या वर्ग में नियमित नहीं होती	एक आवर्त में आवर्तिता नियमित होती है लेकिन वर्ग में इतनी नियमित नहीं होती है।

DETECTIVE MIND

1. प्रत्येक आवर्त में, क्षार धातुएँ सबसे कम प्रथम आयनन एन्थैल्पी दर्शाती हैं। सीजियम का मान न्यूनतम होता है।
2. प्रत्येक आवर्त में उत्कृष्ट गैसें उच्चतम आयनन एन्थैल्पी दर्शाती हैं। हीलियम में प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान अधिकतम होता है।
3. प्रतिनिधि तत्व पहले आयनन एन्थैल्पी के मानों की एक बड़ी श्रृंखला दिखाते हैं, धातुओं में कम और अधातुओं में उच्च मान होते हैं। निम्नलिखित प्रवृत्ति है:

   IA < IIA > IIIA < IVA < VA > VIA < VIIIA
   (1) (2) (13) (14) (15) (16) (17)

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

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

   किसी भी आवर्त में अक्रिय गैस की प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान अधिकतम होता है।
4. IE_1 और IE_2 में सबसे बड़ी छलांग क्षार धातुओं में मिलती है क्योंकि ns^1 विन्यास अक्रिय गैस विन्यास में बदल जाता है। IE_2 और दूसरी और तीसरी आवर्त के मानों में प्रवृति निम्नलिखित है:

   IE_2 Li > Ne > O > F > N > B > C > Be

   IE_2 Na > Ar > Cl > S > P > Al > Si > Mg
5. IE_2 और IE_3 के बीच सबसे बड़ी छलांग क्षारीय मृदा धातुओं के लिए है।
6. Al और Ga का IE_1 लगभग बराबर है क्योंकि उनकी परमाणु त्रिज्या लगभग समान है।
7. पूर्ण हुए या अधपूर्ण भरे हुए कोश वाले परमाणुओं की आयनन एन्थैल्पी का मान अधिक होता है। उदाहरण के लिए, N का IE_1 O से अधिक है। Be, Mg, अक्रिय गैसों आदि का IE_1 मान उच्च है।
8. किसी परमाणु की क्रमिक आयनन एन्थैल्पी का मान उच्च होता है।

   $IE_1 < IE_2 < IE_3$ .....

QUICK FOLLOW UP

आवर्त सारणी

निम्न में व्यवस्थित किया गया है

- आवर्त (पंक्ति)
- वर्ग 1 -18 (स्तंभ)
  - सबसे महत्वपूर्ण "परिवार" नाम दिए गए हैं
    - क्षारीय धातु
    - क्षारीय मृदा
    - हैलोजन
    - उत्कृष्ट गैस
- ब्लॉक (s, p, d, f)
  - s–ब्लॉक और p–ब्लॉक मिलकर बनाते हैं → " प्रतिनिधि तत्व "
  - जिसमें शामिल है
    - एक्टिनॉइड् (दूसरा f–ब्लॉक)
    - लैंथेनॉइड् (पहला f–ब्लॉक)
    - संक्रमण धातु (d- ब्लॉक)

आवर्त वर्गीकरण की उत्पत्ति

1. डोबेनियर के त्रिक
2. न्यूलैंड्स का अष्टक नियम
3. लोथर मेयर का वक्र
4. मेंडेलीव का आवर्त नियम
5. आधुनिक आवर्त नियम

तत्व के गुणों में आवर्त प्रवृत्तियाँ

भौतिक गुणों में

- **परमाणु त्रिज्या :**
  - आवर्त के सापेक्ष घटती जाती है
  - वर्ग के भीतर, बढ़ती है
- **आयनन एन्थैल्पी :**
  - आवर्त के सापेक्ष बढ़ती जाती है
  - वर्ग के भीतर घट जाती है
- **इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी :**
  - आवर्त के सापेक्ष बढ़ती जाती है
  - एक वर्ग के भीतर घट जाती है
- **वैद्युतऋणात्मकता :**
  - आवर्त के साथ–साथ बढ़ती जाती है
  - वर्ग के भीतर घट जाती है
- **अपवाद:**
  Be, Mg Ca, और अक्रिय गैसों का $\Delta_{eg}H$ धनात्मक है।
  F के लिए Δ_{eg} HCl ls de – Ve है।
  O के लिए Δ_{eg} से कम – Ve है।
  Ar और k के Δ_{eg} का मान समान है।

रासायनिक गुणों

- **संयोजन – e**
  - आवर्त के 1 से 8 तक सापेक्ष बढ़ता जाता है
  - वर्ग के भीतर, समान
- **अधातुओं के ऑक्सी–अम्ल की क्षमता :**
  - आवर्त के सापेक्ष बढ़ता जाता है
  - एक वर्ग के भीतर घट जाती है
- **हाइड्राइड्स का मूल लक्षण :**
  - आवर्त के सापेक्ष घटता जाता है
  - एक वर्ग के भीतर, (अधातु) घट जाती है (धातु बढ़ती है)
- **ऑक्साइड की अम्लता :**
  - आवर्त के साथ–साथ बढ़ती जाती है
  - वर्ग के भीतर घटती जाती है
- **II आवर्त के तत्वों का विषम व्यवहार :**
  विकर्ण संबंध : आवर्त II के कुछ तत्व विभिन्न वर्गो में विकर्ण रूप से रखे गए आवर्त III तत्वों के साथ समानता दर्शाते हैं।
  e.g. , Li और Mg, Be और Al

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR