3. आवर्त सारणी [PERIODIC TABLE]

❖ **कुल तत्व** : 114 (लगभग 92 तत्व प्राकृतिक) सन् 1800 तक 31 तत्व ज्ञात थे। व 1865 तक 63 तत्वों की खोज

❖ **तत्वों का वर्गीकरण** : तत्वों को गुणधर्म तथा इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर वर्गीकृत करने की प्रक्रिया

❖ **वर्गीकरण का महत्व** : 1. तत्व व पदार्थों के गुणधर्मों का क्रमबद्व अध्ययन 2. भविष्य में खोजे जाने वाले तत्वों का ज्ञान

❖ **आवर्त सारणी की उत्पति व वर्गीकरण के प्रयास** :

1. जोसेफ प्राउस्ट(1815) 2. डॉबेराइनर(1829) 3. चैनकोरटोइस (1862)
4. न्यूलैण्ड (1865) 5. लोथर मेयर तथा मेण्डलीव (1869) 6. हेनरी मोज्ले (1913)

1. **डॉबेराइनर का त्रिक नियम** :
   - समान गुणधर्म वाले तत्वों को उनके परमाणु भारों के आरोही क्रम में व्यवस्थित करके 3–3 तत्वों के समुहों(त्रिक) का निर्माण किया, इसे डॉबेराइनर त्रिक कहते है।
   - डॉबेराइनर त्रिक में मध्यम तत्व का परमाणु भार सदैव शेष दोनो तत्वों के भार का औसत होता है।
   - डॉबेराइनर त्रिक नियम कुछ ही तत्वों के लिए सही पाया गया
   - उदाहरण : (a) Li = 7, Na = 23, K = 39 (b) Ca = 40, Sr = 88, Ba = 137 (c) P = 31, As = 75, Sb = 120 (d) Cl = 35.5, Br = 80, I = 127
2. **न्यूलैण्ड का अष्टक नियम** :
   - समान गुणधर्म वाले तत्वों को उनके परमाणु भारों के आरोही क्रम में व्यवस्थित किया।
   - किसी भी तत्व से प्रारंभ करने पर प्रत्येक आठवें तत्व के गुण प्रथम तत्व के गुणों से समानता रखते है।
   - संगीत में प्रत्येक आंठवा स्वर प्रथम के समान होता है उसी प्रकार तत्वों के गुणों में समानता की पुनरावृति होती है
   - दोष : केवल कैल्शियम तक ही लागू, भारी तत्वों पर लागू नहीं तथा अज्ञात तत्वों हेतु व्यवस्था नहीं
3. **लोथर मेयर वक्र अवधारणा** : तत्वों कों उनके परमाणु भार के आरोही क्रम में रखकर उनके परमाणु भार व आयतन के मध्य वक्र प्राप्त किये जो यह दर्शाते है कि समान भौतिक गुण वाले तत्व वक्र की समान स्थितियों पर होते है अतः तत्वों के गुणधर्म उनके परमाण्वीय आयतनों के आवर्तीफलन होते है।
4. **मेण्डलीव आवर्त नियम** :–
   - दमित्री मेण्डलीव ने प्रथम बार तत्वों के वर्गीकरण को क्रमबद्व एवं सारणीबद्व किया था।
   - समान गुणधर्म वाले तत्वों को उनके परमाणु भारों के आरोही क्रम में व्यस्थित किया
   - मेण्डलीव आवर्त नियम : ''**तत्वों के भौतिक व रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु भारों के आवर्तीफलन होते है।**''
   - मेण्डलीव की मूल आवर्ती सारणी की विशेषताएं –
     1) मेण्डलीव की मूल आवर्त सारणी में कुल 8 समुह/वर्ग तथा 7 आवर्त है (उस समय तक अक्रिय तत्व अज्ञात)
     2) वर्तमान में इस सारणी में 9 समुह है तथा प्रत्येक वर्ग उपवर्ग A व B में विभाजित है। अतः कुल वर्ग 8 + 0 = 9
     3) सारणी में रेडियोधर्मी तत्वों को भी स्थान दिया गया एवं भविष्य तत्वों हेतु उपयुक्त रिक्त स्थान रखा गया।
     4) ऐल्युमिनियम तथा सिलिकन के नीचे एक–एक रिक्त स्थान रखा एवं इनमें आने वाले तत्वों का नाम क्रमशः एका–ऐल्युमिनियम व एका–सिलिकन रखा।

वर्ग	O	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
आवर्त		IA	IB	IIA	IIB	IIIA	IIIB	IVA	IVB	VA	VB	VIA	VIB	VIIA	VIIB	VIIIA	VIIIB	VIIIC
1	He Ne	Li	H Na	Be	Mg	B	Al	C	Si	N	P	O	S	F	Cl			
2	Ar	K	Cu	Ca	Zn	Sc	Ga	Ti	Ge	V	As	Cr	Se	Mn	Br	Fe	Co	Ni
3	Kr	Rb	Ag	Sr	Cd	Y	In	Zr	Sn	Nb	Sb	Mo	Te		I	Ru	Rh	Pd
4	Xe	Cs		Ba		La		Ce										
5			Au		Hg	Yb	Tl		Pb	Ta	Bi	W				Os	Ir	Pt
6				Ra				Th				U						
7																		

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

दोष या कमियां :

1) हाइड्रोजन की स्थिति असंगत या अस्पष्ट , क्योंकि H क्षार धात(IA) व हैलोजन(VIIA)दोनो गुण रखता है।
2) सारणी में कुछ स्थानों पर परमाणु भार के आरोही क्रम का पालन नहीं हुआ।
   Ar(39.9) & K(39.1) ; Co(58.9) & Ni(58.6) ; Te(127.7) & I(126.9)
3) समस्थानिकों के स्थान में विसंगति अर्थात परमाणु भार भिन्न होने पर भी एक साथ रखा।
4) भिन्न गुणधर्म वाले तत्वों को एक ही वर्ग में रखा, जैसेः सर्वाधिक सक्रिय तथा निष्क्रिय धातु को समान स्थान दिया
5) समान गुण वाले तत्वों को भिन्न वर्ग में स्थान दिया जैसेः Cu, Hg, Au, Pt के गुण समान है परंतु भिन्न वर्ग में रखा।
6) लैन्थेनॉइड व ऐक्टिनॉइड की स्थिति स्पष्ट नहीं एवं तत्वों के गुणों में आवर्तिता का कारण स्पष्ट नहीं बताया गया।

5. **आधुनिक आवर्त नियम एवं आधुनिक आवर्त सारणी** :–

- हेनरी मोजले(1913) के अनुसार : त्रीव गतिशील इलेक्ट्रॉन को किसी धातु की सतह पर आपतित करने से प्राप्त एक्स किरणों की आवृति का वर्गमूल उस धातु के परमाणु क्रमांक अर्थात नाभिकीय आवेश के समानुपाती होता है। अतः $\sqrt{\nu} \propto Z$ $\sqrt{\nu} = a(Z-b)$ a , b = स्थिरांक , $\sqrt{\nu}$ & Z के मध्य आलेख सरल रेखा में प्राप्त होते है।
- कोई दो तत्वों के परमाणु क्रमांक समान नहीं हो सकते है अतः परमाणु क्रमांक ही तत्वों का मूल गुण होता है।
- **तत्वों के भौतिक व रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्तीफलन होते है इसे आधुनिक आवर्त नियम कहा जाता है।**

❖ **आधुनिक या आई यू पी ए सी या आवर्त सारणी का दीर्घीरूप** : आवर्त सारणी का आधुनिक दीर्घ रूप बोर ने दिया।

- ✓ तत्वों को उनके परमाणु क्रमांक के आरोही क्रम में व्यवस्थित किया गया।
- ✓ आवर्त(क्षैतिज पंक्तियां) : 7 तथा वर्ग या समुह(उर्ध्वाधर पंक्तियां) : 18 होते है।
- ✓ एक ही वर्ग में सभी तत्वों के बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में समानता पायी जाती है।
- ✓ उत्कृष्ट गैसीय तत्वों को सारणी के अन्त (वर्ग 18) में स्थान दिया। एवं समस्थानिकों को भी पृथक रखा।
- ✓ आवर्त संख्या, आवर्त में तत्व की अधिकतम मुख्य क्वांटम संख्या(n) को दर्शाती है।
- ✓ आवर्त में तत्वों का वर्गीकरण विवरण निम्नानुसार होता है –

आवर्त	नाम	तत्वों	तत्वों का विवरण एवं वर्गीकरण
I	अतिलघु आवर्त	2	H , He
II	लघु आवर्त	8	$_{3}$Li - $_{10}$Ne
III	लघु आवर्त	8	$_{11}$Na - $_{18}$Ar
IV	दीर्घ आवर्त	18	$_{19}$K - $_{36}$Kr [$_{21}$Sc - $_{30}$Zn संक्रमण तत्व]
V	दीर्घ आवर्त	18	$_{37}$Rb - $_{54}$Xe [$_{39}$V - $_{48}$Cd संक्रमण तत्व]
VI	अतिदीर्घ आवर्त	32	$_{55}$Cs - $_{86}$Rn [La ,Hf, Hg संक्रमण तत्व] [$_{58}$Ce - $_{71}$Lu अंतःसंक्रमण–लैन्थेनॉइड तत्व]
VII	अपूर्ण आवर्त	28	$_{87}$Fr - $_{116}$Unh [$_{90}$Th - $_{103}$Lr अंतःसंक्रमण–ऐक्टिनॉइड तत्व]

दोष : 1. हाइड्रोजन की स्थिति स्पष्ट नहीं एवं लैन्थेनॉइड व ऐक्टिनॉइड तत्वों को सारणी से पृथक रखा।
2. कुछ स्थानों पर समान गुणधर्म वाले तत्वों को भिन्न वर्ग में रख दिया जैसे : Ba & Pb ; Cu & Hg
3. हीलियम का उत्कृष्ट विन्यास अन्य उत्कृष्ट गैसों से भिन्न होता है तो भी एक ही वर्ग में रखा।

❖ **100 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों का IUPAC नामकरण** –

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

Examples :

101 = un + nil + un + ium	= Unnilunium	[Unu] = Md
102 = un + nil + bi + ium	= Unnilbium	[Unb] = No
103 = un + nil + tri + ium	= Unniltrium	[Unt] = Lr
104 = un + nil + quad + ium	= Unnilquadium	[Unq] = Rf
106 = un + nil + hex + ium	= Unnilhexium	[Unh] = Sg
107 = un + nil + sept + ium	= Unnilseptium	[Uns] = Bh
111 = un + un + un + ium	= Unununium	[Uuu] = Rg

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ आवर्त तथा वर्ग मे इलेक्ट्रॉनिक विन्यास –

आवर्त	n	तत्व	विन्यास		वर्ग	विन्यास	वर्ग	विन्यास	श्रेणी	विन्यास
I	1	2	$1s^{1-2}$		1	ns^1	18	$ns^2\ np^6$		
II	2	8	$2s^{1-2}\ 2p^{1-6}$		2	ns^2				
III	3	8	$3s^{1-2}\ 3p^{1-6}$		13	$ns^2\ np^1$	**श्रेणी**	**विन्यास**		
IV	4	18	$4s^{1-2}\ 3d^{1-10}\ 4p^{1-6}$		14	$ns^2\ np^2$	3d	$[Ar]3d^{1-10}4s^{1-2}$		
V	5	18	$5s^{1-2}\ 4d^{1-10}\ 5p^{1-6}$		15	$ns^2\ np^3$	4d	$[Kr]4d^{1-10}5s^{1-2}$		
VI	6	32	$6s^{1-2}\ 4f^{1-14}\ 5d^{1-10}\ 6p^{1-6}$		16	$ns^2\ np^4$	5d	$[Xe]4f^{14}5d^{1-10}6s^{1-2}$		
VI	7	32	$7s^{1-2}\ 5f^{1-14}\ 6d^{1-10}\ 7p^{1-6}$		17	$ns^2\ np^5$	6d	$[Rn]5f^{14}6d^{1-10}7s^{1-2}$		

❖ **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर तत्वों का वर्गीकरण** :

वर्ग : 1
H हे
Li ली
Na ना
K के
Rb रब
Cs सजे
Fr फ्रांस

वर्ग : 2
Be बेटा
Mg मांगे
Ca कार
Sr स्कूटर
Ba बाप
Ra राजी

1. s – block तत्व :
   - अंतिम इलेक्ट्रॉन : ns उपकोश में प्रवेश करता है।
   - आवर्त सारणी में स्थिति : बांयी तरफ
   - सामान्य या बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : ns^1, ns^2
   - वर्ग : वर्ग 1 ns^1 क्षार धातुएं (जल से क्रिया कर कॉस्टिक बनाती है)
     वर्ग 2 ns^2 मृदा क्षार धातुएं (ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते है)
   - ऑक्सीकरण अवस्था : +1, +2 (इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृति उच्च, प्रबल अपचायक)
   - लिथियम व बेरिलियम के अलावा सभी धातुओं के यौगिक आयनिक प्रकृति के होते है।
   - सभी तत्व धात्विक, क्रियाशील, निम्न आयनन उर्जा, अपचायक, ताप विद्युत सुचालक होते है।

2. p – block तत्व :
   - अंतिम इलेक्ट्रॉन : np उपकोश में प्रवेश करता है।
   - आवर्त सारणी में स्थिति : दांयी तरफ
   - सामान्य या बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $ns^2\ np^{1-6}$ (अपवाद : He $1s^2$)
   - इन्हें प्रारूपिक या प्रतिनिधि तत्व भी कहां जाता है।
   - वर्ग : 13 से 18 तक कुल 6 वर्ग आते है।
   - वर्ग 16 व 17 की इले0 लब्धि एंथैल्पी उच्च ऋणात्मक होती है।

परिवार →			**बॉरोन**		**कार्बन**		**निकोजन्स**		**चैल्कोजन्स**		**हैलोजन्स**		**उत्कृष्ट गैसे**	
आवर्त		वर्ग	13 (ns^2np^1)		14 (ns^2np^2)		15 (ns^2np^3)		16 (ns^2np^4)		17 (ns^2np^5)		18 (ns^2np^6)	
II	**8**		$_5$B	बैंगन	$_6$C	का	$_7$N	ना	$_8$O	ओल्ड	$_9$F	फिर	$_{10}$Ne	नीना
III	**18**		Al	आलू	Si	सी	P	पा	S	स्टाइल	Cl	कल	Ar	और
IV	**18**		Ga	गाजर	Ge	गए	As	स	Se	से	Br	बहार	Kr	करीना
V	**32**		In	इन	Sn	संत	Sb	सब	Te	टी	I	आई	Xe	जेरॉक्स
VI			Tl	थैला	Pb	प्रभु	Bi	बेकार	Po	पो	At	आंटी	Rn	रानी
संयोजी e^-			3		4		5		6		7		8	
सामान्य O N			+3		+4		-3, +3, +5		-2, +4, +6		-1,+1,+3,+5,+7		0	

3. d – block तत्व :
   - अंतिम इलेक्ट्रॉन : आंतरिक (n-1)d उपकोश में प्रवेश करता है।
   - इन्हें सक्रमण तत्व भी कहा जाता है क्योंकि बाह्यतम दो कोश(अंत्य व उपांत्य) अपूर्ण होते है।
   - संक्रमण तत्व : परमाणु/आयन की सामान्य या अन्य ऑक्सीकरण अवस्था में अपूर्ण/आंशिक पूर्ण d कक्षक हो।
   - आवर्त सारणी में स्थिति : S व P के मध्य सेतू का कार्य अतः मध्यवर्ती गुणधर्म वाले तत्व है।
   - वर्ग 3 से 12 तक के तत्व, इनका सामान्य बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $(n-1)d^{1-10}\ ns^{1-2}$
   - Zn, Cd, Hg के (n-1)d उपकोश पूर्ण (d^{10}) होने के कारण इनको संक्रमण तत्व नहीं माना जाता है।
   - सभी तत्व धात्विक, अनुचुंबकीय प्रवृति, आयन रंगीन, उत्प्रेरकीय गुण एवं संकुल यौगिक बनाते है।
   - आंतरिक या केन्द्रिय कोड आंशिक रिक्त होने के कारण परिवर्तनशील संयोजकता दर्शाते है।

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

श्रेणी	आवर्त	तत्व परास/सीमा	सा0 इले0 वि0	विशेष विन्यास	स्मरण कोड
प्रथम श्रेणी **(3d)** Ar श्रेणी	IV	($_{21}$Sc—$_{30}$Zn) कुल तत्व 10	$[Ar]3d^{1-10}\ 4s^{1-2}$	$Cr_{24}\ [Ar]3d^5\ 4s^1$ $Cu_{29}[Ar]3d^{10}\ 4s^1$	सांइस टीचर वि क मन फे को नी कुं जी Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn शक्ति वाले कर्मोसे में लौहे को निगलकर जिंदा हूँ
द्वितीय श्रेणी **(4d)** Kr श्रेणी	V	($_{39}$Y—$_{48}$Cd) कुल तत्व 10	$[Kr]4d^{1-10}\ 5s^{1-2}$	$Nb_{41}\ [Kr]4d^4\ 5s^1$ $Mo_{42}[Kr]4d^5\ 5s^1$ $Ru_{44}[Kr]4d^7\ 5s^1$ $Rh_{45}[Kr]4d^8\ 5s^1$ $Pd_{46}[Kr]4d^{10}\ 5s^0$	ये जरा नवाब मोहित Y Zr Nb Mo Tc रूके रहो पडेंगें आज कोडे Ru Rh Pd Ag Cd
तृतीय श्रेणी **(5d)** Xeश्रेणी	VI	($_{57}$La,$_{72}$Hf—$_{80}$Hg) कुल तत्व 10	$[Xe]4f^{14}5d^{1-10}6s^{1-2}$		ला हप्ता वरना रे ओसामा इधर से पिटाई ओर होगी La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg
चर्तुथ श्रेणी **(6d)** Ar श्रेणी	VII	($_{89}$Ac,$_{104}$Rf—$_{112}$Cn) कुल तत्व 10	$[Rn]5f^{14}6d^{1-10}7s^{1-2}$		Ac की Rf से दबकर सगे भाई हस मत दस रोग उगेंगे Db Sg Bh Hs Mt Ds Rg

4. f – block तत्व :
   - अंतिम इलेक्ट्रॉन : (n-2)f उपकोश प्रवेश करता है
   - इन्हें **f -ब्लॉक** तत्व एवं दुर्लभ मृदा तत्व यां आंतरिक संक्रमण तत्व भी कहते है।
   - सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $(n-2)f^{1-14}\ (n-1)d^{0-1}\ ns^2$
   - इन तत्वों के कर्नेल में (n-2)f कक्षक अपेक्षाकृत भीतर उपस्थित है तथा (n-2)f कक्षक, (n-1)d से पहले वाला है इसीलिये इन्हें अन्तः संक्रमण तत्व कहा जाता है।
   - इन तत्वों को दो श्रेणीयों में बांटा गया है। प्रत्येक श्रेणी में 14 तत्व है।
     1. लैन्थेनॉइड श्रेणी(Ln) 4f श्रेणी : लैन्थोनॉन या दुर्लभ मृदा धातु तत्व, 14 तत्व : [$_{58}$Ce - $_{71}$Lu] , इले0 विन्यास : $4f^{1-14}5d^{0-1}6s^2$
     2. एक्टिनॉइड श्रेणी(An) 5f श्रेणी : ऐक्टिनॉन, रेडियोधर्मी तत्व, 14 तत्व : [$_{90}$Th - $_{103}$Lr] , इले0 विन्यास : $5f^{1-14}\ 6d^{0-1}\ 7s^2$

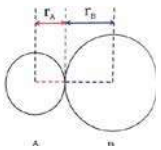
✡ **परायुरेनियम या ट्रांसयूरेनिक तत्व** : यूरेनियम–92 के बाद आने वाले सभी संश्लेषित तत्व, परायूरेनियम तत्व कहलाते है।

धातु : बाई तरफ, लगभग 80 , ठोस (अपवाद : पारा), MP,BP उच्च(Ga , Cs के MP निम्न), ताप व विद्युत के सुचालक, आघातवर्धनीय, तन्य
अधातु : आवर्त सारणी में दाई तरफ, ठोस व गैस, MP,BP निम्न , ताप व विद्युत के अल्प चालक भंगूरता, तन्य व आघातवर्धनीय नही
उपधातु : धातु व अधातुएं के संधि पृष्ठ पर , दोनो गुण दर्शाते है, उदा0 Ge , Si , As , Sb , Te

❖ **तत्वों के भौतिक गुणों में आवर्तिता** : तत्वों के गुण जैसे आकार, आयनन उर्जा, गलनांक, क्वथनांक, विद्युत ऋणता इत्यादि तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर आवर्तित (क्रमिक परिवर्तन) होते है अतः आवर्तिता का आधार इले0 विन्यास है।

1. परमाणु त्रिज्या या आकार **2. आयनन ऐन्थैल्पी या आयनन उर्जा**
3. इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी **4. विद्युत ऋणात्मकता**

1. परमाणु त्रिज्या : परमाणु नाभिक से बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन के मध्य की दूरी, परमाणु त्रिज्या कहलाती है। परमाणु त्रिज्या का निर्धारण : एक्स किरण विवर्तन , इले0 विवर्तन से किया जाता है। (मात्रक : पीको मीटर)



(1) सहसंयोजक त्रिज्या : किसी सजातिय द्विपरमाणुक अणु के दोनो परमाण्वीय नाभिकों के मध्य की दूरी का आधा भाग सहसंयोजक त्रिज्या कहलाती है।
जैसे : A_2 ; A-A ; $d_{A-A} = r_A + r_A = 2\,r_A$; $r_A = d_{A-A}/2$

(2) धात्विक त्रिज्या : किसी धातु जालक में दो निकट स्थित परमाण्वीय नाभिकों की दूरी का आधा मान, धात्विक त्रिज्या कहलाती है जैसे – कॉपर की अंतरनाभिकीय दूरी 256 pm, अतः इसकी त्रिज्या 128 pm

(3) आयनिक त्रिज्या : किसी आयन के नाभिक व बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन के मध्य की दूरी , आयनिक त्रिज्या कहलाती है। धनायनों का आकार : $Na > Na^+ > Mg^{+2} > Al^{+3} > Pb^{+4}$; ऋणायनों का आकार : $F < O^{2-} < N^{3-}$

(4) वान्डरवाल त्रिज्या : कोई दो अबंधित अणुओं के दो निकट स्थित परमाणुओं के नाभिक के मध्य की दूरी का आधा भाग, वान्डरवाल त्रिज्या कहलाती है। अतः $r_m = r_a + r_b\ /2$

नोट : उत्कृष्ट गैसीय तत्व स्वतंत्र अवस्था में होते है इनमें किसी प्रकार का रासायनिक आकर्षण नहीं पाया जाता है
लंबाई के आधार पर त्रिज्याओं का अवरोही क्रम : वान्डरवाल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

- **<u>परमाणु त्रिज्या में आवर्तिता</u>** : वर्ग में उपर से नीचे जाने पर : कोश↑ Z_{eff}↓ परमाणु त्रिज्या↑ आकार↑
  आवर्त में बांये से दांये जाने पर : Z↑ Z_{eff}↑ परमाणु त्रिज्या↓ (अपवाद : 3d श्रेणी)
- संक्रमण तत्वों के आकार लगभग स्थिर/समान रहते है। कारण : Z_{eff} तथा परिरक्षण प्रभाव का प्रतिसंतुलित होना।
- Z_{eff} > परिरक्षण प्रभाव ⟶ आकार घटेगा : Sc - Mn तक आकार में कमी होना
- Z_{eff} ≈ परिरक्षण प्रभाव ⟶ आकार लगभग स्थिर या नगण्य परिवर्तन : Mn ,Fe , Co , Ni
- Z_{eff} < परिरक्षण प्रभाव ⟶ आकार बढेगा : Sc - Cu , Zn
- **समइलेक्ट्रॉनिक श्रेणी** : धनायन, ऋणायन या उदासीन परमाणु जिनमें इलेक्ट्रॉन की संख्या समान हो।

$2e^-$ = $B^{3+} < Be^{2+} < Li^+ < He < H^-$
$10e^-$ = $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < Ne < F^- < O^{2-} < N^{3-}$
$18e^-$ = $Sc^{3+} < Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-} < P^{3-}$

2. आयनन ऐन्थैल्पी या आयनन उर्जा [IE or ΔH_i]:–

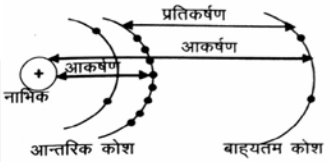
स्वतंत्र उदासीन गैसीय परमाणु की तलस्थ अवस्था से बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को पूर्णतया पृथक करने हेतु आवश्यक उर्जा अथवा इलेक्ट्रॉन त्यागने की मात्रात्मक प्रकृति भी आयनन एंथैल्पी कहलाती है इसका मात्रक : $KJmol^{-1}$
आयनन एंथैल्पी का मान सदैव धनात्मक होता है। $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$; $X^+(g) \rightarrow X^{+2}(g) + e^-$

$M \xrightarrow{IE\,1} M^+ \xrightarrow{IE\,2} M^{2+} \xrightarrow{IE\,3} M^{3+}$ आयनन एंथैल्पी का क्रम : $IE_1 < IE_2 < IE_3$

<u>आयनन एंथैल्पी में आवर्तिता</u> :

- आवर्त में बायें से दांये जाने पर : आयनन एंथैल्पी में वृद्वि, क्षार धातुएं निम्न **IE** के कारण अतिक्रियाशील
- वर्ग में उपर से निचे जाने पर : आयनन एंथैल्पी में कमीं,
- आयनन एंथैल्पी में परिवर्तन के दो कारण : 1. नाभिक तथा बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों के मध्य आकर्षण
  2. क्रोडीय तथा संयोजी इले0 के मध्य प्रतिकर्षण

❖ **परिरक्षण प्रभाव/आवरणी प्रभाव** :
नाभिक व संयोजी इलेक्ट्रॉनों के मध्य उपस्थित क्रोडीय इलेक्ट्रॉनों द्वारा उत्पन्न प्रतिकर्षण जो संयोजी इले0 को नाभिकीय आकर्षण से परिरक्षित या आवरित करता है, परिरक्षण प्रभाव कहलाता है।



❖ **भेदन क्षमता** : कक्षकों मे उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के नाभिक की ओर आकृषित होने की क्षमता, भेदन क्षमता है।
कक्षकों की भेदन क्षमता का क्रम : s > p > d > f

3. इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी [ΔegH] : -

उदासीन गैसीय परमाणु के बाह्यतम कोश में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने पर मुक्त उर्जा, **इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी** है।
जैसे : $X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)} + E$; मात्रक : eV [kcal/mol]

- ✓ यह परमाणु के इले0 ग्रहण करने की प्रवृति की माप है।
- ✓ प्रक्रम उष्माशोषी अथवा उष्माक्षेपी होगा यह तत्व की प्रकृति पर निर्भर करता है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी में आवर्तिता : वर्ग में उपर से नीचे जाने पर = कोश↑ Z_{eff}↓ परमाणु त्रिज्या↑ **ΔegH(-ve)**↓
आवर्त में बांये से दांये जाने पर = Z↑ Z_{eff}↑ परमाणु त्रिज्या↓ **ΔegH(-ve)**↑

4. विद्युत ऋणात्मकता [EN] : सहसंयोजी अणु के किसी परमाणु द्वारा बंधित इले0 युग्म को अपनी ओर आकृषित करने की क्षमता का गुणात्मक मापन, विद्युत ऋणात्मकता कहलाता है।

- ✓ विद्युत ऋणात्मकता के मापन पैमाने : पॉलिंग , मुलिकन, ओरेल्ड–रोशो, सेण्डरसन आदि।
- ✓ लायनस पॉलिंग ने फ्लुऑरिन की विद्युत ऋणात्मकता का मान 4.0 ज्ञात किया। जो कि सर्वाधिक विद्युतऋणी तत्व है।
- ✓ सजातीय अणुओं में प्रत्येक परमाणु पर उपार्जित आवेश शून्य होता है अतः वे अध्रुवीय होते है जैसे :Cl_2
- ✓ विजातिय अणुओं में एक परमाणु पर आंशिक धनावेश जबकि दूसरे पर ऋणावेश अतः वे ध्रुवीय होते है जैसे : HCl

उदाहरण : F(4.0) O(3.5) Cl, N(3.0) Br(2.8) I , C (2.5) Mg(1.2)

विद्युत ऋणात्मकता में आवर्तिता : वर्ग में उपर से नीचे जाने पर : कोश↑ Z_{eff}↓ परमाणु त्रिज्या↑ **EN**↓
आवर्त में बांये से दांये जाने पर : Z↑ Z_{eff}↑ परमाणु त्रिज्या↓ **EN**↑

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **तत्वों के रासायनिक गुणधर्मों में आवर्तिता** :

1. **संयोजकता एवं ऑक्सीकरण अवस्था** –

- तत्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इले0 की संख्या अथवा 8 में से बाह्यतम इले0 की संख्या घटाने पर प्राप्त संख्या
- किसी यौगिक में परमाणु द्वारा अन्य परमाणु की आवेश संख्या ग्रहण करना ही उसकी ऑक्सीकरण अवस्था है।
- अणु में उच्च विद्युतऋणी तत्व के परमाणु की ऑक्सीकरण अवस्था सदैव ऋणात्मक जबकि निम्न विद्युतऋणी की ऑक्सीकरण अवस्था सदैव धनात्मक होती है। उदाहरण : Na_2O Na(+1) ; O(-2)

ऑक्सीकरण अवस्था : किसी यौगिक में तत्व से जुडे अन्य सभी परमाणुओं का उनके सामान्य आवेश के साथ पृथक करने पर प्राप्त शेष विद्युत आवेश , ऑक्सीकरण अवस्था कहलाती है।

तत्वों की संयोजकता :

s – block : वर्ग 1 संयोजी इले0 = 1 तो संयोजकता =1 वर्ग 2 संयोजी इले0 = 2 तो संयोजकता = 2

p – block : संयोजकता = वर्ग सं0–10 या 18–वर्ग सं0 अतः

वर्ग	13	14	15	16	17	18
संयोजकता =	3	4	3	2	1	0

d – block : (n-1)d & ns उपकोशों में न्यून उर्जा अंतर होने के कारण इनमें आसानी से इलेक्ट्रॉन आदान–प्रदान या संक्रमण से इन तत्वों में परिवर्तनशील संयोजकता का गुण पाया जाता है। जैसे : Fe^{2+} , Fe^{3+} & Mn^{2+} , Mn^{4+}

2. **द्वितीय आवर्त के तत्वो की गुणों में असंगतता** –

विकर्ण संबन्ध : लीथियम व बेरिलियम क्रमशः अगले वर्ग के द्वितीय आवर्त के तत्व मैग्निशियम व एल्युमिनियम के साथ गुणों में समान दर्शाते है, इसे विकर्ण संबन्ध कहा जाता है।

वर्ग	1	2	13	14
प्रथम आवर्त	**Li**	Be	B	C
द्वितीय आवर्त	Na	**Mg**	Al	Si

असामान्य व्यवहार : वर्ग 1 व 2 तथा 13 से 17 के प्रथम तत्व अपने ही वर्ग के अन्य तत्वों से भिन्न रासा0 गुण दर्शाते है।

कारण : छोटा आकार, उच्च आवेश/त्रिज्या अनुपात, उच्च EN, अधिकतम संयोजी कक्षक तथा सहसंयोजकता 4 होती है।

उदाहरण : बॉरोन केवल $[BF_4]^-$ बनाता है जबकि एल्युमिनियम $[AlF_6]^{3-}$ बना सकता है।

p ब्लॉक में वर्ग के प्रथम तत्व स्वयं से एवं द्वितीय आवर्त के अन्य तत्व के साथ $P_\pi - P_\pi$ बंधन बनाने की प्रबल प्रवृति रखते है जबकि उसी वर्ग के अन्य सदस्यों में यह क्षमता नहीं पायी जाती है जैसे : C=C, C≡C, N≡N, C≡N

❖ **रासायनिक अभिक्रियाशीलता तथा आवर्तिता :**

- ✓ आवर्त सारणी में सबसे बांयी ओर स्थित तत्वों की आयनन एंथैल्पी सर्वाधिक न्यून होती है
- ✓ आवर्त सारणी में सबसे दांयी ओर स्थित तत्वों की इले0 लब्धि एंथैल्पी सर्वाधिक ऋणात्मक होती है।
- ✓ आवर्त सारणी के दोनों किनारों पर सबसे अधिक जबकि मध्य मे सबसे कम रासायनिक क्रियाशीलता होती है।

तत्वों की रायायनिक क्रियाशीलता ऑक्सीजन व हैलोजन से क्रिया करवाकर दर्शायी जाती है। जैसे : ऑक्सीजन के साथ क्रिया

EX :	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_2 Cl_2O_7
ऑक्साइडों की प्रकृति :	प्रबल क्षारीय	क्षारीय	उभयधर्मी	दुर्बल अम्लीय	अम्लीय	प्रबल अम्लीय

अतिरिक्त बिन्दु :

- **प्रभावी नाभिकीय आवेश(Z_{eff})** : नाभिक द्वारा बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन को आकृषित करने की क्षमता

1. क्या कारण है कि बोरॉन की प्रथम आयनन एंथैल्पी का मान बेरिलियम से निम्न होता है।

कारण : भेदन प्रभाव 2s इलेक्ट्रॉन का भेदन, 2p इलेक्ट्रॉन की तुलना में उच्च तथा आंतरिक क्रोड का परिरक्षण प्रभाव : बोरॉन का 2p इलेक्ट्रॉन, बेरिलय के 2s इलेक्ट्रॉन की तुलना में अधिक परिरक्षित होता है।

2. क्या कारण है कि नाइट्रोजन की प्रथम आयनन एंथैल्पी ऑक्सीजन से उच्च होती है।

विद्युत ऋणात्मकता को प्रभावित करने वाले कारक : EN $\propto$ Z_{eff} ; EN $\propto \frac{1}{R}$; EN $\propto$ Oxi No ; उदा : $Mn^{2+} < Mn^{4+} < M^{7+}$

EN $\propto$ परमाणु की संकरित अवस्था या S - प्रतिशत लक्षण : $sp > sp^2 > sp^3$

	C_2H_2	C_2H_4	C_2H_6
% S लक्षण :	50%	33%	25%
EN :	3.2	2.7	2.4

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690