SHIVALIK

NEET/IIT-JEE , BEHROR

CLASS IX – XII HINDI/ENGLISH MEDIUM
(SCIENCE & ARTS)

NEET, IIT- JEE(Main/Advance), NTSE, KVPY,
OLYMPIAD, AIRFORCE,
NAVY की तैयारी

SCIENCE

SHIVALIK NEET FOUNDATION

CLASS- XI

(PERIODIC TABLE)

STUDENT NAME:_____

ROLL NO. _____

पताः– वार्ड नं. 24, भर्तृहरि मन्दिर रोड़,
बहरोड़ (अलवर)

आवर्त सारणीः– तत्वों की सारणीबद्ध व्यवस्था जिसमें कि समान गुणों वाले तत्वों को साथ–साथ रखा जाता है आवर्त सारणी कहलाती है।

- **आवर्त सारणी का विकासः– (Development of periodie Table)**

1. **लेवोशियर वर्गीकरणः–** (lavosier classification):- लेवोशियर ने तत्वों को धातु व अधातु में वर्गीकृत किया।

   दोष या सीमायेः– उपधातुओं को स्थान नहीं दे पाया।

2. **प्राउस्ट की संकल्पना (Prout's Hypothesis):–** उसने यह माना कि सभी तत्व हाइड्रोजन के एक परमाणु के बने होते है। अतः हम कह सकते हैं किः–

   तत्व का परमाणु भार = n x हाइड्रोजन परमाणु का भार

   n = हाइड्रोजन परमाणु की संख्या = 1, 2, 3, ...

   दोष या सीमाऐं (Drawback or limitation)–

   (i) सभी तत्व हाइड्रोजन से प्राप्त नही किये जा सकते।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

(ii) सभी तत्वों का परमाणु भार पूर्ण संख्या में नही होता है।

उदाहरणः– Cl परमाणु भार = 35.5, Sr = 85.5

Br = 81.25

3. **डोबरीनर के त्रिक का नियम(1817) (Dobereiner triad rule):–** डोबरीनर ने समान गुणों वाले तत्वों को तीन–तीन के समूहों में व्यवस्थित किया और जिसमें कि मध्य वाले तत्व का परमाणु भार अन्य दो तत्वों के परमाणु भारों के औसत के बराबर अथवा लगभग बराबर था।

Ex:- Li, Na, K

7 | 23 | 39

$X = \frac{7+39}{2} = \frac{46}{2} = 23$

Cl Br I

35.5 | 80 | 127

$X = \frac{35.5+127}{2} \approx 81.2$

Ca Sr, Ba

40 | 87 | 137

$X = \frac{40+137}{2} = \frac{177}{2} = 88.5$

Ex:- (K, Rb, Cs), (Be, Mg, Ca), (Sc, Y, La), (Al, Ga, In), (P, As, Sb), (S, Se, Te)

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

डोबरीनर के त्रिक नियम की सीमाऐं/कमियाँः–(Limitation & Drawback of Doberiner triad Rule)

(i) सभी ज्ञात तत्वों को त्रिक में नही बांटा जा सका।

(ii) कुछ त्रिक में तीनों तत्वों के परमाणु द्रव्यमान लगभग समान है।

Ex:- (Fe, Co, Ni), (Ru, Rh, Pd), (Os, Ir, pt)

4. **न्यूलैण्ड का अष्टक नियम (1865) (newland's law of octaves)**:–तत्वों को परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया और आकलन किया कि 8^{th} तत्व के गुण 1^{st} तत्व के गुण के समान ही थे। जैसा कि संगीत के स्वरों में देखने को मिलता है।

(सा) रे गा मा पा धा नि (सा)

1 2 3 4 5 6 7 8

इस समय तक अक्रिय गैसों की खोज नही हुई थी

1,8	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

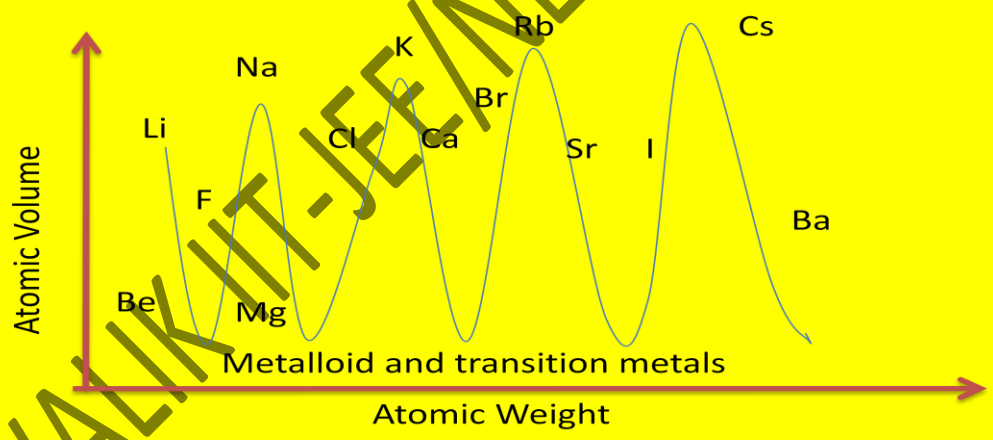
SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

Drawback or Limitation:-

(i) यह नियम केवल Ca तक वैद्य है क्योंकि Ca के बाद d-Block तत्वों की उपस्थिति के कारण यहाँ 8 तत्वों की जगह 18 तत्वों का अन्तर आ जाता है।

(ii) अक्रिय गैसों की खोज के पश्चात् आठवें की बजाए नौवें तत्व के गुण मेल खाते है।

5. **लोथर मेयर वक्र (Lother meyer's curve:- (1869)**:– इसने विभिन्न तत्वों के परमाणु भार एवं परमाणु आयतन के बीच वक्र खींचा।



वक्र से निम्न निष्कर्ष निकाले गये:–

(1) सर्वाधिक विद्युतघनी तत्व जैसे– क्षार धातु (Li, Na, K, Rb, Cs) वक्र की शीर्ष स्थिति पर ।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

(2)कम विद्युतधनी तत्व जैसे क्षारीय मृदा धातु (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) वक्र पर अवरोही स्थान लेते है।

(3)उपधातु (B, Si, As, Te, At) और संक्रमण धातुऐं वक्र में तल पर स्थान लेते है।

(4) सर्वाधिक विद्युतऋणी तत्वों जैसे हैलोजन (F, Cl, Br, I) वक्र पर आरोही स्थान ग्रहण करते है।

निष्कर्षः– इस वक्र के आधार पर लोथर मेयर ने प्रतिपादित किया कि तत्वों के भौतिक गुण, उनके परमाणु भार के आवर्त फलन होते है। और यही मैण्डलिक की आवर्त सारणी का आधार है।

लोथर मेयर वक्र की कमियाँ/सीमायेः–

(1) यह एक आदर्श वर्गीकरण था लेकिन विभिन्न तत्वों की स्थितियों को याद रखना सरल नहीं है।

(2) इसने सभी ज्ञात तत्वों की स्थिति स्पष्ट नही की।

(3) वह He तथा Li की स्थिति भी स्पष्ट नही कर सका।

6. **मेण्डलीफ की आवर्त सारणीः–** "तत्वों के भौत्तिक व रासायनिक गुण उनके परमाणु भार के आवर्तीफलन होते है।

अभिलाक्षणिक गुणः–

(1) यह परमाणु भार पर आधारित है।

(2) 63 तत्व ही ज्ञात थे। अक्रिय गैसों की खोज नहीं हुई थी।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

(3) यह पहले वैज्ञानिक थे जिन्होनें तत्वों को उनके व्यवस्थित क्रम में वर्गीकृत किया अर्थात् क्षैतिज पंक्ति और उर्ध्वाधर स्तम्भों में।

(4) क्षैतिज पक्ति **आवर्त** कहलाते है और मेण्डलिक की आवर्त सारणी में 7 आवर्त थे।

(5) उर्ध्वाधर स्तम्भ **वर्ग** कहलाते है। तथा मेण्डलिक की आवर्त सारणी में 8 वर्ग थे।

(6) VII वर्ग तक के सभी वर्गों को A व B उपवर्गों में विभाजित किया गया A उपवगो वाले तत्व सामान्य तत्व और B उपवर्गो वाले तत्व संक्रमण तत्व कहलाये।

(7) VIII वर्ग में 9 तत्व तीन पंक्तियों में होते है

(संक्रमण धातु वर्ग)

(8) एक ही वर्ग से संबंधित तत्वों के गुणों में समानता होती है।

(9) आवर्त नियम के आधार पर अज्ञात तत्वों के नाम तथा गुणों की भविष्यवाणी करती है।

SC – एका बोरोन

Ga – एका एल्यूमिनियम

Ge – एका सिलिकन

Tc – एका मैग्नीज

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

मेण्डलिक आवर्त सारणी के दोषः–

(1) **हाइड्रोजन का स्थानः–** हाइड्रोजन क्षार धातु (IA) और हैलोजन (VII A) दोनों से ही गुणों में समानता दर्शाता है इसलिये मेण्डलीफ इसका स्थान निश्चित नहीं कर सका।

(2) समस्थानिकों को अलग से स्थान नहीं मिला।

(3) कुछ स्थानों पर अधिक परमाणु भार वाले तत्व कम परमाणु भार वाले तत्वों से पहले व्यवस्थित कर दिये गये।

Ar, K , Co, Ni Te, I Th, Pa ,

(4) यह लैथेनाइड़ तथा एक्टिनाइड की स्थिति की स्पष्ट व्याख्या नहीं करती है।

7. आधुनिक आवर्त सारणी (मेण्डलीफ की परिवर्तित आवर्त सारणी)

- यह मोजले द्वारा प्रतिपादित की गई।
- आधुनिक आवर्त सारणी परमाणु क्रमांक पर आधारित है।
- मोजले ने एक परीक्षण किया जिसमें उसने उच्च वेग वाले इलेक्ट्रॉनों की भिन्न धातु सतहों पर बोछार की तथा x–किरणे प्राप्त की।

$\sqrt{\gamma} \propto Z$ γ = x–किरणे की आवृति Z = परमाणु क्रमांक

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

आधुनिक आवर्त नियमः– तत्वों के भौत्तिक व रासायनिक गुण उनके **परमाणु क्रमांको** के आवर्ती फलन होते है।

आधुनिक आवर्त सारणी के अभिलक्षणः–

- 9 उध्वार्धर स्तम्भ वर्ग कहलाते है।
- 1 से VIII वर्ग+ अक्रिय गैस का शून्य वर्ग
- आवर्त सारणी में अक्रिय गैसों को रैम्से द्वारा दिया गया।
- 7 क्षैतिज श्रेणियाँ आवर्त कहलाती है।

8- दीर्घ रूप/आधुनिक आवर्त सारणीः– (Long form/ present form of modern periodie table)

- यह बोर, बरी और रैंग व वार्नर की आवर्त सारणी भी कहलाती है।
- यह बोर बरी की **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की संकल्पना** और परमाणु क्रमांक पर आधारित है।
- यह रैंग और वार्नर द्वारा प्रतिपादित किया गया।
- इसमें 7 आवर्त तथा 18 वर्ग है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

❖ 2^{nd} आवर्त के तत्व (Li, Be, B), 3^{rd} आवर्त के तत्वों (Mg, Al, Si) से विकर्ण सम्बन्ध दर्शाते है। इसलिये Li, Be, B को सेतु तत्व (Bridge element) भी कहते है।

	IA	IIA	IIIA	IVA
2^{nd} आवर्त	Li	Be	B	C
3^{rd} आवर्त	Na	Mg	Al	Si

❖ 3^{rd} आवर्त के तत्व (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl) प्रारूपी तत्व (Typical elements) कहलाते है। क्योंकि यह अपने संगत वर्ग के अन्य तत्वों के समान गुण प्रदर्शित कते है।

❖Description of periods:–(आवर्तो का विवरण)

आवर्त	तत्वों की संख्या	आवर्त का नाम
1	2	Shortest
2	8	Short
3	8	Short
4	18	Long
5	18	Long
6	32	Longest
7	32	Longest

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ तत्वों का खण्डों में विभाजन (Division of Elements into Block):–

1. **S - Block–** वे तत्व जिनमें इले0 S- कक्षक में प्रवेश करते है तो S-Block तत्व कहलाते है।

❖ सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = nS^{1-2}

❖ कुल S- Block तत्वों की संख्या = 14

❖ Fr & Ra रेडियोएक्टिव तत्व है। H & He गैसीय तत्व है।

❖ CS & Fr द्रव तत्व है।

❖ IA समूह के तत्वों को क्षारीय धातु (Alkali Metals) कहते है क्योंकि जल से अभिक्रिया कर क्षार बनाते है।

❖ IIA समूह तत्वों को क्षारीय मृदा धातु (Alkaline Earth Metals) कहते है क्योंकि ये भी जल से अभिक्रिया कर क्षार बनाते है। ये मृदा पृथ्वी से प्राप्त होते है।

2. **P- Block:-** वे तत्व जिनमें अन्तिम इले0 P–कक्षक में प्रवेश करते है तो P-Block तत्व कहलाते है।

❖ सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = $nS^2\ nP^{1-6}$

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

- P-Block तत्वों की कुल संख्या = 30 (He के अलावा)
- वर्ग संख्या 13 से 18
- आवर्त सारणी के P-Block में सीढ़ीनुमा संरचना बनाने पर धातु, अधातु, उपधातु का विभाजन होता है।

3. **d- Block:-** वे तत्व जिनमें अन्तिम इलै0 d–कक्षक में प्रवेश करते है तो d-Block तत्व कहलाते है।

- d-Block के सभी तत्व धातु होते है।
- **पारा द्रव धातु** होता है।
- वर्ग संख्या –3 से 12
- सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = $(n-1)d^{1-10}\ nS^{1-2}$
- इन्हें **संक्रमण तत्व** भी कहते है।

4. **f- Block:-** वे तत्व जिनमें अन्तिम इलै0 f–कक्षक में प्रवेश करते है तो f-Block तत्व कहलाते है।

- इन्हे **आन्तरिक संक्रमण तत्व** भी कहते है।
- सामान्य इलैकट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}\ (n-1)d^{0-1}nS^2$
- U_{92} के बाद आने वाले समस्त तत्व परायूरेनिक तत्व कहलाते है। ये समस्त तत्व संश्लेषित होते है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ **लेन्थेनाइड श्रेणीः–** यह 4f श्रेणी कहलाती है। इसमें सीरियम (Ce_{58}) से लेकर ल्यूटेसियम (Lu_{71}) तक तत्व है ये छठे आवर्त में रखे गये है।

➢ **एक्टिनाइड श्रेणी**ः–ये 5f श्रेणी कहलाती है।

- ❖ Th_{90} से Lr_{103} तक
- ❖ आवर्त = 7^{th}
- ❖ 5f श्रेणी के सभी तत्व रेडियोएक्टिव है अतः इसे रेडियोसक्रिय श्रेणी भी कहते है।

➢ **प्रश्नः–** परमाणु क्रमांक 92 (यूरेनियम) के बाद आने वाले तत्व सामूहिक रूप में कहलाते है।

(1) एक्टिनाइड तत्व (2) रेडियों सक्रिय तत्व

(3) परायूरेनियम तत्व (4) संक्रमण तत्व (3)

➢ **तत्वों के आवर्त, वर्ग एवं ब्लॉक का निर्धारणः–**

1. दिये गये तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखे।
2. आवर्त संख्या = बाहयतम कोश संख्या
3. ब्लॉक– वह उपकोश जिसमें अंतिम इलै0 प्रवेश करता है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

4. **वर्ग का निर्धारणः–**

(अ) यदि तत्व S–ब्लॉक का है तो वर्ग संख्या = nS इलेक्ट्रॉन की संख्या

(ब) यदि तत्व P–ब्लॉक का है तो वर्ग संख्या

= (nS+nP) इलेक्ट्रॉन की संख्या + 10

(स) यदि तत्व d–ब्लॉक का है तो वर्ग संख्या

= (n-1) d+ns इलै0 की संख्या

(द) यदि तत्व f–ब्लॉक का हो तो वर्ग संख्या = III B (वर्ग =3)

➢ **प्रश्नः–** दिये गये तत्वों में वर्ग, आवर्त एवं ब्लॉक बताइये।

$_{21}Sc$, $_{31}Ga$, $_{34}Se$, $_{17}Cl$

➢ उत्तरः– $^{SC}_{21}$ = $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^1$ or (Ar) $3d^1\ 4S^2$

Block = d period = 4

Group = (n-1) d+ns = 1+2 =3

$_{31}^{Ga}$ = $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ \underline{4S^2}\ 3d^{10}\ \underline{4P^1}$ or (Ar) $3d^1\ 4S^2\ 4P^1$

Block = p period = 4

Group = ns np + 10 = 2+1+10 =13

$_{34}^{Se}$ = $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ \underline{4S^2}\ 3d^{10}\ \underline{4P^4}$ or (Ar) $3d^{10}\ 4S^2\ 4P^4$

Block = p period = 4

Group = ns np + 10 = 2+4+10 =16

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

$_{17}Cl$ = $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^5$ or (Ar) $3S^2\ 3P^5$

Block = p period = 3

Group = ns np + 10 = 2+5+10 =17

- **Z > 100 के लिए IUPAC नामकरणः–** IUPAC नाम तत्वों के परमाणु क्रमांक में तीनों अंकों के मूल नामों का क्रम से प्रयोग करके प्राप्त किये जाते है नाम के अन्त में ईयम (ium) लगाते है।

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
निल	अन	बाई	डाई	क्वाड	पेन्ट	हेक्स	सेप्ट	ऑक्ट	एन

Atomic Number	IUPAC Name	Symbol	Elements Name	Symbol
101	अन–निल अनियम	Unu	मेण्डलियम	Md
102	अन–निल बाइयन	Unb	नोबेलियम	No
103	अन–निल टाइयम	Unt	लॉरेन्शियम	Lr
104	अन–निल क्वाडियम	Unq	रदरफोर्डियम	Rf
105	अन–निल पेन्टियम	Unp	डूबनियम	Db
106	अन–निल हेक्सियम	Unh	सिबोर्जियम	Sg
107	अन–निल सेप्टेयम	Uns	बोहरियम	Bh
108	अन–निल ऑक्टियम	Uno	हेसनियम	Hs
109	अन–निल एन्नियम	Une	मेन्टनरियम	Mt
110	अन–निल निलियम	Uun	डर्मस्टडियम	Ds

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ **प्रश्नः–** निम्नलिखित परमाणु क्रमांक 126, 114, 119 वाले तत्वों के नाम लिखिये।

➢ **उत्तरः–**

परमाणु क्रमांक	नाम
126	अन-बाइ-हेक्सियम
114	अन अन क्वारियम
119	अन अनऐनियम

➢ **दीर्घ रूप आवर्त सारणी के दोषः– (Defects in long from of periodie table)**

1. हाइड्रोजन की स्थिति संतोषजनक नही है।
2. यह लैन्थेनाइड और एक्टिनाइड़ों को मुख्य आवर्त सारणी में सम्मिलित करने में यांत्रिक रूप से असमर्थ है।

➢ **प्रश्नः–** परमाणु क्रमांक 114 वाले तत्व के लिए प्रतीक है।

(1) Uuq (2) Unq (3) Uqn (4) Unn (1)

➢ **प्रश्नः–** एक तत्व आवर्त सारणी के 14^{th} व्रर्ग तथा 2^{nd} आवर्त से सम्बंधित है X परमाणु क्रमांक है।

(1) 6 (2) 14 (3) 32 (4) 50 (1)

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ **प्रश्नः–** द्वितीय आन्तरिक संक्रमण तत्वों के परमाणु क्रमांक की परास है।

(1) 88 से 101 (2) 89 से 102 (3) 90 से 103 (4) 91 से 104 (3)

➢ **आवर्तिता (Periodicity)–** आवर्ती सारणी के एक वर्ग में ऊपर से नीचे तथा एक आवर्त के बाये से दाये आये तो गुणों में क्रमिक परिवर्तन को अपवर्तिता कहते है।

(अ) एक आवर्त में कोश समान ही रहता है इलेक्ट्रॉनों की संख्या में नियमित परिवर्तन होता है।

(ब) एक वर्ग के बाह्यतम कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। लेकिन n (कोश) के मान में वृद्धि होती है।

आवर्तिता का कारण (Causes of periodicity)

(अ) एक नियमित अन्तराल के बाद बाह्यतम कोशों के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृति के कारण तत्वों के गुणों में आवर्तिता होती है।

(ब) आवर्त सारणी में समान गुणों वाले तत्व एक निश्चित अनुपात 2, 8, 8, 18, 18 और 32 के बाद होते है। यह संख्या जादूई संख्याऐं कहलाती है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ आवर्तिता गुणधर्म (Periodic properties)–

1. **संयोजकता (Valency) –** यह तत्वों की संयोजन क्षमता के रूप में बतायी जाती है। शब्द Valency इटालियन शब्द Valentia (वेलेन्शिया) से लिया गया है जिसका अर्थ है संयुग्मित होने की क्षमता।

संयोजकता = संयोजी e^- की संख्या

संयोजकता = 8 – संयोजी e^- की संख्या

वर्ग–1	वर्ग–2	वर्ग–13	वर्ग–14	वर्ग–15	वर्ग–16	वर्ग–17	वर्ग–18
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
IA	IIA	IIIA	IV A	V A	VIA	VIIA	0
nS^1	nS^2	nS^2np^1	nS^2np^2	nS^2np^3	nS^2np^4	nS^2np^5	nS^2np^6
संयोजी कोश e^- 1	2	3	4	5	6	7	8
संयोजकता 1	2	3	4	3	2	1	0

नोटः– एक वर्ग के सभी तत्वों की संयोजकता समान होती है क्योंकि इनके संयोजकता कोश में e^- की संख्या समान होती है।

2. **परमाण्विक त्रिज्याः–** परमाणुओं के नाभिक तथा बाह्तम कोश के e^- के बीच की दूरी को परमाण्विक त्रिज्या कहते है। इसे मापना कठिन है क्योंकि–

(1) एकल परमाणु को विलगित करना कठिन होता है।

(2) परमाणु के लिए कोई निर्धारित सीमा नहीं है। (केवल अनन्त पर ही e^- पाये जाने की प्रायिकता शून्य होती है) इसलिये परमाणु त्रिज्या की सर्वाधिक सही परिभाषा है–

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

समपरमाण्विक अणु में दो परमाणु के मध्य अन्तरनाभिकीय दूरी का आधा परमाणु त्रिज्या कहलाती है।

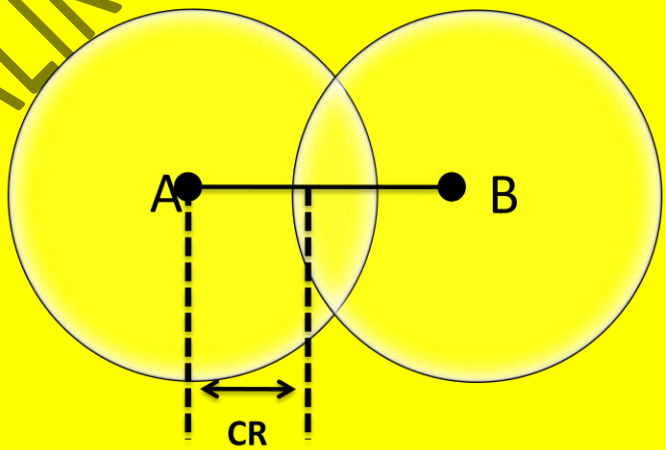
यह अन्तरनाभिकीय दूरी बन्ध लम्बाई भी कहलाती है। अन्तरनाभिकीय दूरी बन्ध के प्रकार पर निर्भर करती है जिसमें परमाणु जुड़ते है। रासायनिक बन्ध के आधार पर परमाणु त्रिज्या चार श्रेणियों में विभाजित होती है–

(अ) सहसंयोजक त्रिज्या (ब) आयनिक त्रिज्या

(स) धात्विक त्रिज्या (द) वान्डरवाल त्रिज्या

(अ) **सहसंयोजक त्रिज्या (Covalent Radius)–** एकल बन्ध से बन्धित एक समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु के अन्तरनाभिकीय दूरी का आधा मान होती है इसे SBCR (Single bonded covalent radius) भी कहते है।

सहसंयोजक त्रिज्या (C.R.) = $\frac{AB}{2}$



SHIVALIK IIT JEE/NEET FOUNDATION

विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु AB में A एवं B परमाणु की विद्युतऋणता भिन्न है। तो अन्तरनाभिकीय दूरी का प्रायोगिक मान (d_{A-B}) सैद्धान्तिक में (rA+rB) से कम होता है।

शूमाकार एवं स्टीवेन्सन के अनुसार

$$D_{A-B} = r_A + r_B - 0.09\,\Delta x$$

Δx = दोनों परमाणुओं की विद्युत ऋणता का अन्तर

r_A = A की सहसंयोजी त्रिज्या r_B = B की सहसंयोजी त्रिज्या

➢ **प्रश्नः–** हाइड्रोजन तथा क्लोरीन की बन्ध लम्बाई क्रमशः $74A^0$ तथा $199A^0$ है HCl की बन्ध लम्बाई ज्ञात करो।

➢ **उत्तरः–** $D_{H-Cl} = r_H + r_{Cl} - 0.09\Delta x$

$$D_{H-Cl} = \left(\frac{74}{2} + \frac{199}{2}\right) - 0.09\,(3.0 - 2.1)$$

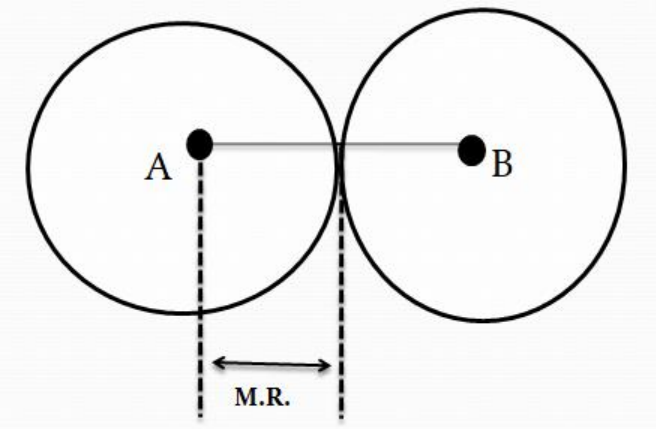
$$D_{H-Cl} = 37 + 99.5 - .09 \times .9$$

$$D_{H-Cl} = 136.5 - .081 = 136.419\ A^0$$

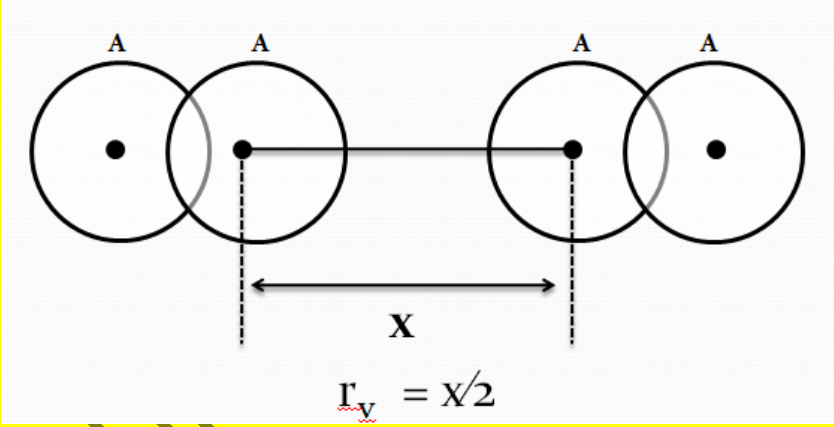
(ब) **धात्विक त्रिज्या (metalict Radius)–** धात्विक जालक में दो निकटवर्ती धातु परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का आधा धात्विक त्रिज्या कहलाती है।

धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION



(स) **वाण्डरवाल त्रिज्या (Vander wall's radius))–** यह दो अनाबन्धित निकटवर्ती समरूप परमाणुओं के बीच अन्तरनाभिकीय दूरी का आधा होती है



वाण्डरवॉल त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

(स) **आयनिक त्रिज्या (Ionic Radius)–** आयन के नाभिक तथा बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉन के बीच की प्रभावी दूरी आयनिक त्रिज्या कहलाती है।

आयनों के प्रकार– (1) धनायन (2) ऋणायन

SHIVALIK SET FOUNDATION

(1) **धनायनः–** धनायन का निर्माण परमाणु से एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों के निकलने से होता है।

$$Na \xrightarrow{-1e^-} Na^+$$

Neutral atom Cation

धनायन की त्रिज्या हमेशा उसके उदासीन परमाणु की त्रिज्या से कम होती है।

परमाण्वीय त्रिज्या Fe = $1.26A^0$

आयनिक त्रिज्या Fe^{+2} = $0.76A^0$

आयनिक त्रिज्या Fe^{+3} = $0.64A^0$

कारणः– धनायन के निर्माण के दौरान या तो एक कोश में कमी होती है या फिर e^- निकलने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ जाता है।

Ex:- $Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3}$

$Pb^{+2} > pb^{+4}$

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

(2) **ऋणायनः–** ऋणायन का निर्माण **इलैक्ट्रॉन ग्रहण** करने से होता है।

$$Cl \xrightarrow{+1e^-} Cl^-$$

Neutral atom anion

ऋणायन बनने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश घटता है। जिससे इलेक्ट्रॉन अग्र फैल जाता है। जिससे ऋणायन का आकार सदैव अपने संगत परमाणु से बडा होता है।

$$Cl^- > Cl$$

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ **समइलेक्ट्रोनीय श्रेणी (isoelectric series)–** वे स्पीशीज जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान हो। समइलेक्ट्रॉनीय श्रेणी कहलाती है।

$$\text{आकार } \alpha \frac{1}{Zeff}$$

आकार का क्रम

	N^{-3} >	0^{-2} >	F^- >	Ne >	Na^+>	Mg^{+2} >	Al^{+3}>
Z =	7	8	9	10	11	12	13
e^-	10	10	10	10	10	10	10
$\frac{Z}{e^-}$	$(\frac{7}{10})$	$\frac{8}{10}$	$\frac{9}{10}$	$\frac{10}{10}$	$\frac{11}{10}$	$\frac{12}{10}$	$(\frac{13}{10})$
	Less Zeff						Large Zeff

➢ **प्रश्नः–** निम्नलिखित को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिये?

Na, Mg, S, Cl

➢ **उत्तरः–** Cl < S <Mg < Na

आकर का बढ़ता क्रम

➢ **प्रश्नः–** दी गई श्रेणीयों को आकार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिये।

(1) H, F, C, Na, S

(2) Mg, Mg^{+2}, Mg^+, Mg^{-2}

➢ **उत्तरः–** (1) H < F < C < S < Na

आकर का बढ़ता क्रम

(2) Mg^{+2} < Mg^+ < Mg < Mg^{-2}

आकर का बढ़ता क्रम

SHIVALIK IIT JEE/NEET FOUNDATION

➢ **महत्वपूर्ण बिन्दुः–**

आवर्त सारणी में सबसे बड़ा धनायन = Cs^+

आवर्त सारणी में सबसे छोटा धनायन = H^+

आवर्त सारणी में सबसे बड़ा ऋणायन = I^-

आवर्त सारणी में सबसे छोटा ऋणायन = F^-

आवर्त सारणी में सबसे बड़ा तत्व = Fr

आवर्त सारणी में सबसे छोटा तत्व = H

➢ **परमाणवीय त्रिज्या को प्रभावित करने वाले कारकः– (Factors which affect the atomic radii)**

(1) कोशो की संख्याः–

कोश α आकार

Li	<	Na	<	K	<	Rb	<	Cs
$2S^1$		$3S^1$		$4S^1$		$5S^1$		$6S^1$

आकार और कोश का बढ़ता क्रम

(2) नाभिकीय आवेशः– नाभिकीय आवेश इलेक्ट्रॉनों को नाभिक की ओर आकर्षित करते है और आकार कम करने का प्रयास करता है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

सामान्यतः एक आवर्त में बाये से दाये चलने पर परमाणु आकार में कमी होती है। क्योंकि आवर्त में परमाणु क्रमांक बढ़ता जाता है और इस कारण नाभिकीय आवेश बढ़ता है जबकि इलै0 उसी कक्ष में भरते है।

एक वर्ग के अनुदिश सामान्यतः आकार बढ़ता है तथापि नाभिकीय आवेश भी बढ़ता है। जो आकार को कम करने का प्रयत्न करता है। लेकिन प्रत्येक पद पर इलै0 भरने के लिए एक नये कक्ष की आवश्ययकता होती है। इस प्रकार वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर आकार में वृद्धि होती है।

(3) **आवरणी प्रभाव अथवा परिरक्षण प्रभाव** (Screening effect or shielding effect) :– आंतरिक कक्ष के इलै0 , नाभिक और बाह्यतम इलै0 के बीच रक्षातमक कार्य करते है यह परिरक्षण प्रभाव कहलाता है।

मना आन्तरिक इलै0 उपस्थिति नहीं है, तब अन्तिम इलै0 के द्वारा आकर्षण बल का अनुभव इलै0 प्रतिकर्षण के कारण वास्तविक अनुभव की तुलना में अवश्य ज्यादा होता है। यह समानीत नाभिकीय आवेश प्रभावी नाभिकीय आवेश (Zeft) कहलाता है।

$$Zeft = Z - \sigma$$

Z = परमाणु क्रमांक σ = परिरक्षण नियतांक (Screening constant)

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ परिरक्षण नियतांक की गणना (Caculate of Screening Constant) (σ)

Rule (1) :- (ns, np) में सभी इलै0 संयोजी इलै0 को प्रत्येक 0.35 के परिमाण द्वारा परिरक्षित करता है और 1S के लिये (n=1) यह मान 0.30 है।

Rule (2) :- (n -1) कोश में सभी प्रत्येक इलै0 0.85 के परिमाण में परिरक्षित करते है।

Rule (3):- (n -2) अथवा इससे नीचे के कक्षकों में सभी इलै0 पूर्णरूप से पररिक्षित करते है और इन प्रत्येक का योगदान 1.00 होता है।

σ = 0.35 x परिरक्षण इलै0 को छोड़ कर संयोजी इलै0 की संख्या + 0.85 x (n-1) कोश में इलै0 की संख्या + 1.00 x (n-2) या नीचे के कोश में इलै0 की संख्या

$$Zeft = Z - \sigma$$

➢ **उदाहरण:–** C में परिरक्षण नियतांक एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश ज्ञात करो।

$C = 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$

$Zeft = 6 - [3 \times 0.35 + 2 \times 0.85]$

$= 6 - [1.05 + 1.70]$

$= 6 - 2.75 = 3.25$

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ **उदाहरणः–** Zn के 4S e^- के लिये प्रभावी नाभिकीय आवेश ज्ञात करो।

Zn_{30} = $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6 4S^2\ 3d^{10}$

Zn = $\underline{1S^2}\ \underline{2S^2}P^6\ \underline{3S^2}P^6 d^{10}\ \underline{4S^2}$

Zeft = 30 – [1 x 0.35 + 18 x 0.85 + 10 x 1.00]

= 30 – [.35 + 15.30+10]

= 30– 25.65 = 4.35

(4) **लैन्थेनाइड संकुचन** (Lanthanoide constraction) :– लैन्थेनाइड तत्वों में परमाणु क्रमांक के बढ़ने के साथ–2 धीरे–2 परमाण्विक एवं आयनिक त्रिज्या में कमी होना लैन्थेनाइड संकुचन कहलाता है।

इन तत्वों में अन्तिम इलै0 (n-2) f उपकोश में प्रवेश करता है जो कि परमाणु में ज्यादा अन्दर होता है। अतः नाभिक से प्रबलता से जुड़े रहते है। जिसमें ये बाह्तम कोश के इलेक्ट्रॉनों को प्रतिकर्षित नही कर पाते है। तथा परमाणु क्रमांक बढ़ने पर इनकी त्रिज्या में कमी होती जाती है।

उदाहरणः– Zr-Hf, Nb- Ta, Mo-W, Tc- Re etc तत्वों की परमाण्विक त्रिज्या, गुणधर्म, घनत्व लगभग समान होने का कारण लैन्थेनाइड संकुचन है।

SHIVALIK IIT JEE/NEET FOUNDATION

➢ आयनन विभव या आयनन ऊर्जा या आयनन एन्थेल्पी (Ionistation potential or Ionisation energy or Ionisation enthalpy):-

एक विलगित गैसीय परमाणु के बाह्तम कोश से एक इलेक्ट्रॉन हटाने के लिये आवश्यक ऊर्जा की मात्रा को आयनन विभव कहते है।

क्रमागत आयनन ऊर्जाः–

$$M + E_1 \rightarrow M^+ + e^- \quad E_1 = I^{st}\ I.P$$

$$M^+ + E_2 \rightarrow M^{+2} + e^- \quad E_2 = II^{nd}\ I.P$$

$$M^{+1} + E_3 \rightarrow M^{+3} + e^- \quad E_3 = III^{rd} I.P$$

आयनन विभव का बढ़ता क्रम

$$E_1 < E_2 < E_3 \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots$$

नोटः–

1. ठोस अवस्था के परमाणु से इलेक्ट्रॉन पृथक नही किया जा सकता।
2. आयनन विभव एक ऊष्माशोषी अभिक्रिया है। (ΔH = +ve)
3. इसका मात्रक ev/atom or Kcal/mole or KJ/Mole

ev/atom = 23.06 Kcal/mol = 96.49 KJ/mol

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ आयनन विभव को प्रभावित करने वाले कारकः–

1. **परमाणु त्रिज्या या आकारः–** परमाणु का आकार बडा होने पर बाह्तम कोश का इलेक्ट्रॉन नाभिक सें कम आकर्षण बल से जुड़ा होगा। जो कम ऊर्जा से निकल जाता है। अतः आयनन विभव कम होगा।

$$I.P. \propto \frac{1}{\text{आकार}}$$

2. **परिरक्षण प्रभाव (Screening effect):–**

$$I.P. \propto \frac{1}{\text{परिरक्षण प्रभाव}}$$

3. **प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective nuclear charge):–**

$$I.P \propto Z_{eff}$$

4. **अर्द्धपूरित एवं पूर्ण पूरित कक्षकों का स्थायित्वः–** जिन परमाणुओं में कक्षक अर्द्धपूरित हों, वे अधिक स्थायी होते है। अतः इनमें से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिये अधिक ऊर्जा देनी पड़ती है।

उदाहरणः– I. P. of N > I.P. of O

$1S^2 2S^2 2P^3$ $1S^2 2S^2 2P^4$

उदाहरणः– I.P. of P > I.P. of S

$I.P_2$ of Cu > I.P. of Zn

$I.P_2$ of Cr > I. P. of Mn

SHIVALIK INTERNATIONAL FOUNDATION

नोबल गैसों का आयनन विभव उच्चतम होता है पूर्ण पूरित इलैक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण

I^{st} I.P Na < Al < Mg

II^{nd} I.P mg^{+2} < Al^{+} < Na^{+}

(2,8,1) (2,8,2) (2,8)

5. उपकोशों की भेदन क्षमता (Penetration power of sub sheetsl):–

उपकोशों की नाभिक से निकटता को भेदन क्षमता कहते है।

एक कोश के उपकोशों की भेदन क्षमता एवं आयनन ऊर्जा का घटता क्रम–

S > P > d > f

I.P α भेदन क्षमता

S– कक्षको की भेदन क्षमता अधिक होने के कारण वर्ग–2 के तत्वों का I.P. वर्ग–13 के तत्वों से उच्च होता है।

Ex:- I.P. of Be > I. P. of B

$2S^2$ $2S^2 2P^1$

I.P. of Mg > I. P. of Al

$3S^2$ $3S^2 3P^1$

6. धनायनों की ऑक्सीकरण अवस्था:–

धनायन की आ0 अवस्था α आयनन विभव

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

Ex:- $Fe^{+3} > Fe^{+2} > Fe$

➢ **आयनन विभव में आवर्तिता (Periodicity in ionisation potontajal)**

Period

Group ↓ → n = const Zeff & I.P↑

Zeft = Const.

$n \uparrow \alpha \frac{1}{I.P.}$

❖ एक आवर्त में सामान्यतः आयनन विभव घटता है।

❖ एक आवर्त में आयनन विभव की आवर्तिता में अपवाद मुख्यतः भेदन प्रभाव, अर्द्धपूरित एवं पूर्णपूरित उपकोशों के अतिरिक्त स्थायित्व के कारण होता है।

Ex:- 2nd Period के तत्वों का I.P. (KJ/molमें)

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
500	900	800	1080	1403	1414	1681	2081

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

Order of I.P.

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

❖एक वर्ग में आयनन विभव की आवर्तिता में अपवाद मुख्यतः d & f इलेक्ट्रॉनों के दुर्बल परिरक्षण प्रभाव तथा लैन्थेनाइड संकुचन के कारण है।

Ex:-(i) Al < Ga (ii) In < Tl (iii) Sn < Pb

❖लैन्थेनाइड संकुचन के कारण 5d श्रेणी के तत्वों की आयनन ऊर्जा 4d श्रेणी के संगत तत्वों से अधिक होती है।

I.P of Hf	>	I.P of Zr
760 KJ/mol		674 KJ/mol
5d		4d

➢ **आयनन विभव के अनुप्रयोग (Application of Ionisation potential):–**

1. **धात्विक एवं अधात्विक गुणः–**

धात्विक गुण → निम्न I.P. (Na, K, Rb etc)

अधात्विक गुण → उच्च I.P (F, Cl, Br, etc)

$$\text{आयनन विभव } \alpha \ \frac{1}{\text{धात्विक गुण}}$$

2. **धातुओं की क्रियाशीलताः–**

$$\text{क्रियाशीलता } \alpha \ \frac{1}{I.P.}$$

3. **अपचायक गुण (Reducing Character):–**

$$\text{अपचायक गुण } \alpha \ \frac{1}{I.P.}$$

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

❖I.A वर्ग (गैसीय अवस्था में) अपचायक गुणः–

Li < Na < K < Rb < Cs

❖I.A वर्ग के आयनन विभव न्यूनतम है। अतः ये प्रबल अपचायक है। जलीय अवस्था में–

Li > K ≈ Rb > CS > Na

Li की जलयोजन ऊर्जा अधिक होने के कारण

4. ऑक्सीकरण अवस्थाओं का स्थायित्व (Stability of oxidation states):–

1. यदि दो क्रमागत आयनन विभवों का अंतर ≥ 16ev है तब निम्न ऑक्सीकरण अवस्था स्थायी होगी।

$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$ I^{st} I.P.

$Na^{+} \rightarrow Na^{+2} + e^{-}$ II^{nd} I.P.

] 42.7 ev

I.P. का अन्तर > 16ev अतः Na^{+} स्थायी है।

2. यदि दो क्रमागत आयनन विभव का अन्तर ≤11ev तब उच्च ऑक्सीकरण अवस्था स्थायी होगी।

$Mg \rightarrow Mg^{+} + e^{-}$ I^{st} I.P.

$Mg^{+} \rightarrow Mg^{+2} + e^{-}$ II^{nd} I.P.

] 7.5 ev

आयनन विभव का अन्तर < 11ev अतः Mg^{+2} स्थायी है।

नोटः– Al केवल गैसीय अवस्थामें स्थायी है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

Al^{+3} द्रव एवं ठोस अवस्थाओं में स्थायी है।

➢ **इलेक्ट्रॉन बन्धुता या इलै0 लब्धि एन्थेल्पी (Electron affinity or electron gain enthalpy):-**

(ΔHeg. Or E.A.)

एक विलगित गैसीय परमाणु के बाह्तम कोश में एक इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर मुक्त हुई ऊर्जा को इलेक्ट्रॉन बन्धुता कहते है।

$M(g) + e^- \rightarrow M^-_{(g)} + \Delta Heg$

ΔHeg = इलै0 बन्धुता

E. A_1 = - ΔHeg

❖तत्व पर निर्भरता के आधार पर प्रक्रम में एन्थेल्पी परिवर्तन ऊष्माशोषी अथवा ऊष्माक्षेपी हो सकता है।

❖जब गैसीय उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉन जोड़ा जाता है और ऊर्जा उत्सर्जित होती है तो इलेक्ट्रॉन लब्धी एन्थेल्पी ऋणात्मक होती है। यदि ऊर्जा अवशोषित होती है तो इलै0 लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक होती है।

❖अधिकांश तत्वों की प्रथम इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थेल्पी (ΔHeg) ऋणात्मक होती है।

(अपवाद → अक्रिय गैस, Be, N)

❖सभी तत्वों की ΔHeg_2, ΔHeg_3 .....का मान धनात्मक होता है। क्योंकि ऋणायन जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन को प्रतिकर्षित करता है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

❖इलै0 बंधुता का मान बॉर्न हेबर चक्र द्वारा निर्धारित किया जा सकता है।

➢ इलेक्ट्रॉन बन्धुता को प्रभावित करने वाले कारक (Factor affecting of Electron affinity):–

1. **परमाणु आकार या परमाणु त्रिज्या:–**

$$E.A \ \alpha \ \frac{1}{\text{परमाणु आकार}}$$

इलै0 बन्धुता का मान परमाण्विक त्रिज्या बढ़ने के साथ घटता है क्योकि नाभिक तथा जुड़ने वाले इलै0 के मध्य आकर्षण बल घटता है।

2. **प्रभावी नाभिकीय आवेश ($Z_{eff.}$) :–**

$$E.A \ \alpha \ Z_{eff}$$

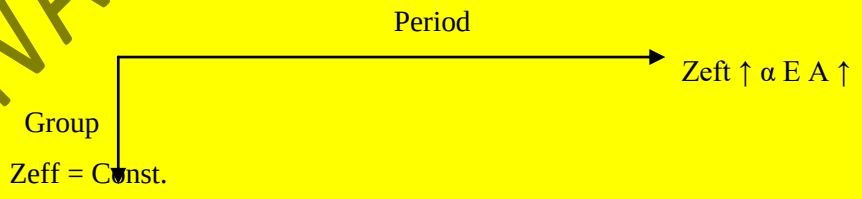
3. **अर्द्धपूरित एवं पूर्णपूरित उपकोश स्थायी होते है अतः इनकी इलै0 बन्धुता शून्य या बहुत कम होता है।**

Ex:- तत्व (He, Ne, Ar……) E.A. = Zero

तत्व (Be, Mg, Ca……) E.A. = Zero

तत्व (N, P, As……) E.A. = बहुत कम

➢ **इलै0 बंधुता की आवर्तिता (Periodicity of E.A.)**



n ↑ & r ↑ & E. A. ↓

अपवाद:– P ब्लॉक 2nd आवर्त के तत्वों की इलै0 बन्धुता 3rd आवर्त के संगत तत्वों से कम होता है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

कारणः– 2^{nd} आवर्त के तत्वों में जुड़ने वाला इलै0 2P कक्षक में प्रवेश करता है जबकि 3^{rd} आवर्त के तत्व में 3P कक्षक में प्रवेश करता है। 2P का आकार छोटा होने के कारण इसमें इलै0 घनत्व उच्च होता है। अतः यह जुड़ने वाले इलै0 को अधिक प्रतिकर्षित करता है। परिणामत इलै0 बन्धुता कम हो जाती है।

इस प्रकार इलै0 बन्धुता का क्रम है–

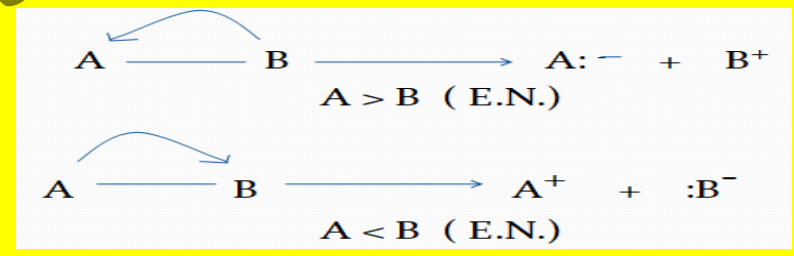
B < Al, C < Si, N < P, O < S, F < Cl

नोटः– हैलोजन की इलै0 बन्धुता उच्चतम होंती है।

- **प्रश्नः–** क्लोरीन की इलै0 लब्धि एन्थेल्पी फ्लोरीन की अपेक्षा अधिक ऋणात्मक क्यों होती है?
- **उत्तरः–** फ्लोरीन का आकार छोटा होता है। और इस प्रकार फ्लोरीन में इलै0 प्रतिकर्षण अधिक होता है। इसलिये फ्लोरीन में इलै0 जोड़ना बड़े आकार वाले क्लोरीन की तुलना में कठिन होता है।
- **विद्युत ऋणता (Electronegativity) (EN):–**

एक तत्व द्वारा सहसंयोजी अणुओं में बन्धित इलै0 युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति का माप होता है।

एक ध्रुवीय सहसंयोजक या आयनिक बन्ध X-Y निम्न प्रकार टूट सकता है।



SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

❖विद्युत ऋणता का कोई मात्रक नहीं है क्योकि यह प्रवृति है न कि ऊर्जा।

❖इसे सर्वप्रथम पॉलिग ने प्रतिपादित किया।

❖कुल तत्वों के लिए पॉलिग विद्युत ऋणताओं के मान निम्नानुसार है:–

H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8						Br 2.8
Rb 0.8						I 2.5
Cs 0.7						
Fr 0.7						

नोटः–

1. आवर्त सारणी में सर्वाधिक विद्युत ऋणी तत्व = F
2. आवर्त सारणी में सबसे कम वि0 ऋणी तत्व = Cs या Fr

➢ **विद्युत ऋणता का मापक्रमः–**

1. **मूलिकन पैमानाः–** मूलकिन परमाणु के आयनन विभव तथा इलै0 बन्धुता के माध्य को वि0 ऋणता माना–

$$X_m = \frac{I.P.+E.A.}{2}$$

यहाँ X_m = मूलकिन की वि0 ऋणता है।

SHIVALIK IIT-JEE FOUNDATION

2. **पॉलिग पैमानाः–** पॉलिग के अनुसार बंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणता निम्न रूप से निर्धारित की जाती है।

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

ΔE_{A-B} = AB अणु की अनुननादी ऊर्जा

❖**मूलिकन तथा पॉलिग की विद्युत ऋणता में सम्बंध–**

$$X_P = \frac{X_M}{2.8}$$

3. **ऑल्रैड रोशों पैमानाः–** इन्होनें E.N. को परमाणु के नाभिक तथा सहसंयोजी दूरी के बराबर दूरी पर स्थित इले0 के मध्य आकर्षण बल के रूप में परिभाषित किया।

$$X_{AR} = K \times \frac{Zeff}{r^2}$$

$$X_P = 0.359\, Z \times \frac{Zeff}{r^2} + 0.744$$

Z_{eff} = प्रभावी नाभिकीय आवेश

R = परमाणु की सहसंयोजक त्रिज्या

➢ **विद्युत ऋणता को प्रभावित करने वाले कारक (Factor affection of E.N.:–**

1. **परमाणु आकार एवं परमाणु त्रिज्या :–**

$$E.N \propto \frac{1}{\text{आकार}}$$

SHIVALIK IIT JEE SHEET FOUNDATION

2. E. N α Zeff

3. प्रतिशत –S- लक्षण व परमाणु की संकरण अवस्था (Percentage of –s-Charcter or Hybridistion of state of an atom):–

E.N. α % Character in Hybridsed atom

	SP^3	SP^2	SP
%S- Character	$\frac{1}{4} \times 100 = 25\%$	$\frac{1}{3} \times 100 = 33.33\%$	$\frac{1}{2} \times 100 = 50\%$
E. N.	3.25	2.75	2.5

Order of E.N. $SP^3 < SP^2 < SP$

$C - C < C = C < C \equiv C$

4. आक्सीकरण अवस्था (Oxideation state):–

E.N. α ऑक्सीकरण अवस्था

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

Increasing order of E.N.

$O^{-2} < O^{-} < O < O^{+} < O^{+2}$

increasing order of E.N.

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

Increasing order of E.N.

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

➢ विद्युत ऋणता के अनुप्रयोग (Application of E.N.):–

1. धात्विक एवं अधात्विक गुण (Metallic and non-metallic charcter):–

कम EN → धात्विक

अधिक EN = अधात्विक

वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर धात्विक गुण बढ़ते है जबकि आवर्त में कमी होती है।

2. बन्ध लम्बाई (Bond- length):–

$$\Delta E.N \ \alpha \ \frac{1}{\text{बन्ध लम्बाई}}$$

H & F की विद्युत ऋणता में अधिक अन्तर होने के कारण HF की बन्ध लम्बाई कम है।

3. बन्ध ऊर्जा (Bond- Energy):–

$$\text{बन्ध ऊर्जा} \ \alpha \ \Delta E.N$$

4. हाइड्रोजन की अम्लीय सामर्थ्य:–

$NH_3 < H_2O < HF$

एक आवर्त में वि0 ऋणता बढ़ने पर हाइड्रोजन की अम्लीय सामर्थ्य बढ़ती है।

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

5. बन्ध की प्रकृति (Nature if Bond):–

दो परमाणुओं के मध्य बन्ध की प्रकृति को उनके विद्युत ऋणता के अन्तर द्वारा निर्धारित किया जा सकता है।

1. यदि $EN_A - EN_B = O$ i.e. $EN_A = EN_B$ तो बन्ध अध्रुवीय होगा।
2. यदि $EN_A - EN_B > O$ तो बन्ध ध्रुवीय होगा।

   बन्ध में प्रतिशत आयनिक लक्षण हैनी–स्माईथ सूत्र में ज्ञात करते है।

   आयनिक लक्षण $= 16 (X_A - X_B) + 3.5 (X_A - X_B)^2$

   X_A & X_B क्रमशः A & B की विद्युत ऋणता है।

   यदि $X_A - X_B \geq 2.1$ Ionic % > 50% i.e. आयनिक बन्ध

   यदि $X_A - X_B \leq 2.1$ Ionic % < 50% i.e. सहसंयोजक बन्ध
3. गैलिस के अनुसार

   $X_A - X_B \geq$ आयनिक

   $X_A - X_B \leq 1.7$ सहसंयोजक

SHIVALIK IIT-JEE/NEET FOUNDATION

SHIVALIK BEHROR

Class :- 6th to 12th (Arts/Science) Both Medium

NEET/IIT-JEE - PRE FOUNDATION

A SUPER 30 SPECIAL BATCH

(11th Class + Foundation)

Online/Offline Registration Start

सरिता
पुत्री श्री सुभाषचन्द कांकरदोपा
AIIMS
ऋषिकेश

पुजा
पुत्री श्री सुभाषचन्द कांकरदोपा
SMS
जयपुर

BATCH START
3rd June 2021

सरजीत
पुत्र श्री पप्पूराम कुमावत पनियाला
MBBS
झालावाड़

सचिन
पुत्र श्री नरेश कुमार मो. खटीकों का, बहरोड़
BDS BHU

Add. : Shivalik Sr. Sec. School, Bharthari Road, behror (Alwar)

Contact :- 01494-294297, 6377269565

Principal : Ramesh Sir
M.Sc (Math), M.Phil, B.Ed.

Chairman : Varun Sir
M.Sc (Chem), M.Phil, SLET, B.Ed.

www.shivalikschool.co.in

E-mail : shivalikschool17@gmail.com

SHIVALIK