

4. रासायनिक बंधन एवं आण्विक संरचना [CHEMICAL BONDING & MOLECULAR STRUCTURE]

❖ रासायनिक आबंधन : अणु, परमाणु, आयन, तत्व में उत्पन्न ऐसा आकर्षण जो इन्हें न्यूनतम उर्जा के साथ अधिकतम स्थायीत्व की स्थिति प्रदान करता है, रासायनिक आबंधन कहलाता है।

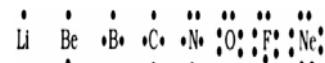
- अन्तः अणुक(एक ही अणु के दो परमाणुओं के मध्य) : आयनिक बंध, सहसंयोजक बंध तथा उपसहसंयोजक बंध
- अन्तराणुक(दो मिन्न अणुओं के परमाणुओं के मध्य) : जल में हाइड्रोजन बंधन, गैसों में वांडरवाल बंधन

❖ रासायनिक आबंधन के सिद्धान्त : –

प्रेक्षणों पर आधारित : (1) इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त (2) संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त
क्वांटम यांत्रिकी पर आधारित : (3) संयोजकता बंध सिद्धान्त (4) अणु कक्षक सिद्धान्त

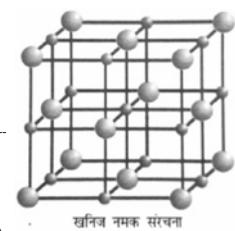
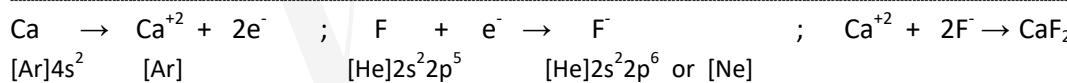
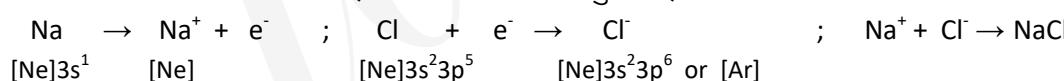
(1) इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त (लुईस कॉसेल अवधारणा) :

- यह सिद्धान्त इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण या सहभाजन से उत्पन्न रासायनिक आकर्षण की व्याख्या करता है।
 - इलेक्ट्रॉन के स्थानान्तरण से बने आयनों के मध्य स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा आयनिक बंधन होता है।
 - इलेक्ट्रॉन के सहभाजन/साझा करने से उत्पन्न सहसंयोजी आकर्षण द्वारा सहसंयोजी बंधन होता है।
- परमाणु एक धनावेशित अष्टि है जिसमें आंतरिक इलेक्ट्रॉन व नाभिक के साथ बाह्य कक्षकों में अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉन भरे जा सकते हैं जो एक स्थायी विन्यास होता है।
- संयोजी इलेक्ट्रॉन ही रासायनिक बंधन में भाग लेते हैं जो उत्कृष्ट गैसों की अक्रियता पर आधारित है।
- संयोजी इलेक्ट्रॉन :** परमाणु के बाह्यतम/संयोजी कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन, संयोजी इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं।
- लुईस प्रतीक :** तत्व के प्रतीक चिन्ह पर संयोजी इलेक्ट्रॉनों को बिन्दु के रूप में दर्शाना
- लुईस प्रतीकों का महत्व :** संयोजकता का निर्धारण करना
 - इलेक्ट्रॉन बिन्दु संख्या ≤ 4 हो तो वही बिन्दु संख्या तत्व की संयोजकता होगी
 - इलेक्ट्रॉन बिन्दु संख्या ≥ 4 हो तो 8–बिन्दु संख्या, घटाने पर संयोजकता प्राप्त होगी



❖ आयनिक बंध (वैद्युत संयोजी आबंध) : इलेक्ट्रॉन के पूर्ण स्थानान्तरण/विनिमय से बना बंध, आयनिक बंधन होता है।

- उच्च विद्युतऋणी हैलोजन तथा उच्च विद्युतधनी क्षार धातु एक दुसरे से उत्कृष्ट गैसों द्वारा पृथक रखे गये हैं।
- हैलोजन परमाणु एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन जबकि क्षार धातुएं एक इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बनाते हैं।
- परमाणु इलेक्ट्रॉन त्यागने से धनायन व ग्रहण कर ऋणायन बनाकर स्थायी उत्कृष्ट विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।
- विपरित आवेशित आयन (धनायन व ऋणायन) स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा स्थायीत्व प्राप्त कर बंध बना लेते हैं।
- आयनिक बंध की प्रकृति : आभासी, अदिशात्मक, क्योंकि आयनिक आकर्षण हेतु निश्चित दिशा आवश्यक नहीं
- उदाहरण : सोडियम क्लोराइड तथा कैल्शियम प्ल्यूओराइड में आयनिक बंधन की प्रक्रिया :



- आयनिक आबंधन के लिए आवश्यक शर्तें : 1. आयनन एंथैल्पी न्यूनतम (धनायन के निर्माण हेतु)
 - इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थैल्पी उच्च ऋणात्मक (ऋणायन के निर्माण हेतु)
 - जालक एंथैल्पी उच्चतम (आयनिक क्रिस्टल जालक के निर्माण हेतु)

• जालक उर्जा : 1 मोल आयनिक ठोस को उसके अवयवी/संघटक गैसीय आयनों में पृथक करने के लिए आवश्यक उर्जा

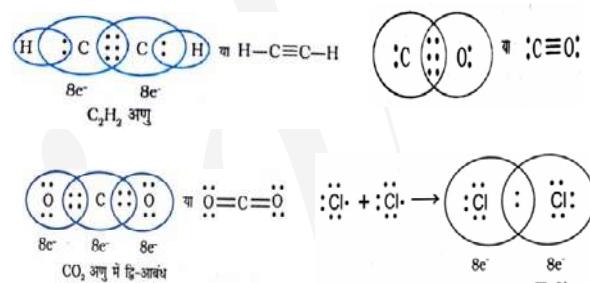
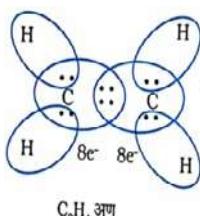
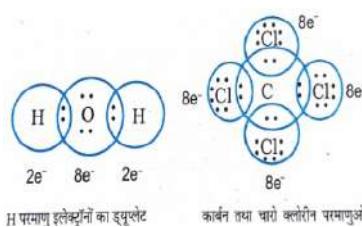
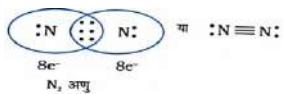
❖ अष्टक नियम : तत्वों द्वारा अपने बाह्यतम कोश में संयोजी इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण/सहभाजन द्वारा अष्टक पूर्ण कर स्थायी उत्कृष्ट विन्यास प्राप्त करने की प्रक्रिया को अष्टक नियम कहते हैं।

अष्टक पूर्ण करने की प्रक्रिया में निम्न रासायनिक बंधों का निर्माण होता है।

- इलेक्ट्रॉन के पूर्ण स्थानान्तरण द्वारा आयनिक या वैद्युत संयोजी बंध
- इलेक्ट्रॉन के समान सहभाजन/साझा द्वारा सहसंयोजक बंध
- इलेक्ट्रॉन के असमान सहभाजन/साझा द्वारा उपसहसंयोजक बंध

- ❖ **सहसंयोजी आबंधन (लैग्यूमर आकर्षण)** : इलेक्ट्रॉनों के समान सहभाजन/साझा से उत्पन्न आकर्षण बल, सहसंयोजी आबंधन
- परमाणु इलेक्ट्रॉनों के समान सहभाजन/साझा द्वारा स्थायी उत्कृष्ट विन्यास व स्थायीत्व प्राप्त करता है।
 - सहसंयोजी आबंध की प्रकृति** : वास्तविक व दिशात्मक होती है।
 - साझित या आबंधित इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्यानुसार सहसंयोजी बंध तीन प्रकार का होता है –
 एक जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → एकल बंधन [$-$] उदाहरण : $\text{H}-\text{H}$
 दो जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → द्वि बंधन [=] उदाहरण : $\text{O}=\text{O}$
 तीन जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → त्रि बंधन [=] उदाहरण : $\text{N}\equiv\text{N}$

अणुओं में सहसंयोजी बंधन व लुईस संरचनाएं –



❖ लुईस बिन्दु संरचना लिखना :

- कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या केन्द्रीय परमाणु से संयुक्त प्रतिस्थापी परमाणु के संयोजी इलेओ के योग से प्राप्त करते हैं।
- ऋणायन के लिए कुल इलेओ की संख्या में से ऋणावेश के बराबर इलेओ जोड़ दिया जाता है।
- धनायन के लिए कुल इलेओ की संख्या में धनावेश के बराबर इलेओ घटा दिया जाता है।
- केन्द्रीय परमाणु व संयुक्त परमाणुओं के प्रतीक द्वारा आधारभूत संरचना लिखी जाती है।
- सामान्यतः न्यून विद्युतऋणी परमाणु केन्द्रीय परमाणु होता है।
- पहले एकल बंध के लिए सहभाजित इलेओ युग्म लिखते हैं इसके बाद बहुबंध व एकाकी इलेओ युग्म लिखे जाते हैं।

❖ औपचारिक या फॉर्मल आवेश :

बहुपरमाणुक अणु या आयनों के प्रत्येक परमाणु पर उपस्थित आवेश, फॉर्मल आवेश है।

फॉर्मल आवेश = संयोजी इलेक्ट्रॉनों की सं0 – एकाकी इलेक्ट्रॉनों की सं0 – $\frac{1}{2}$ बंधित इलेक्ट्रॉनों की सं0

$$[F = \text{no of } V e^- - \text{no of } Ip e^- - \frac{1}{2} \text{ no of } bp e^-]$$

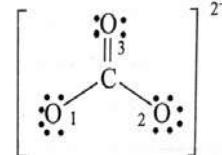
Ex ; CO_3^{2-} के प्रत्येक परमाणु पर औपचारिक आवेश ज्ञात करें

$$\text{कार्बन पर औपचारिक आवेश} = 4 - 0 - (\frac{1}{2} \times 8) = 0$$

$$\text{O-1 & O-2 पर औपचारिक आवेश} = 6 - 6 - (\frac{1}{2} \times 2) = -1$$

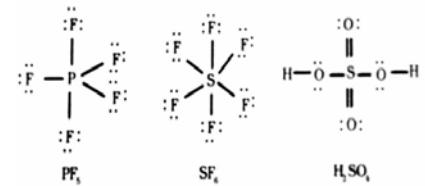
$$\text{O-3 पर औपचारिक आवेश} = 6 - 4 - (\frac{1}{2} \times 4) = 0$$

$$\text{कुल औपचारिक आवेश} = 0 + (-1) + (-1) + 0 = -2$$



❖ अष्टक नियम की सीमाएँ –

- अपूर्ण अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में इलेक्ट्रॉनों की संख्या 8 से कम हो
जैसे : इलेओ न्यून अष्टक अणु : LiCl , BeH_2 , BCl_3 , AlCl_3 , BF_3
- प्रसारित अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में इलेक्ट्रॉनों की संख्या 8 से अधिक हो
जैसे : इलेओ समृद्ध अष्टक अणु : PF_5 [10e], SF_6 [12e], H_2SO_4 [12e], ICl_5 [12e], IF_7 [14e]
(नोट : III आवर्त से तत्वों के संयोजी कोश में रिक्त d कक्षकें उपस्थित रहती हैं अतः अष्टक का प्रसार संभव है)
- विषम इलेओ अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में इलेक्ट्रॉनों की संख्या विषम हो NO , NO_2 , $\text{N}=\ddot{\text{O}}$, $\ddot{\text{O}}=\text{N}^+-\ddot{\text{O}}^-$
- अष्टक नियम उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है परंतु कुछ अक्रिय तत्व जैसे : Xe , Kr के ऑक्साइड व प्लुऑराइड संभव हैं जैसे : XeF_2 , KrF_2 , XeOF_2
- अष्टक नियम अणु की आकृति, उर्जा एवं आपेक्षिक स्थायीत्व की व्याख्या नहीं करता है।



❖ आबंध प्राचल या बंध पैरामीटर्स :-

- आबंध लंबाई** : किसी अणु में आबन्धित परमाणुओं के नाभिकों के मध्य की दूरी, आबंध लंबाई कहलाती है।
यदि AB अणु में A की त्रिज्या r_A तथा B की त्रिज्या r_B हो तो आबन्ध लंबाई (R) = $r_A + r_B$ मात्रक : A or pm
आबंध लंबाई को प्रभावित करने वाले कारक : आबंध लंबाई \propto परमाणु त्रिज्या(आकार) ; $HF < HCl < HBr < HI$
आबंध लंबाई $\propto 1/\text{आबंध कोटि}$; $C\equiv C < C=C < C-C$
आबंध लंबाई $\propto 1/\text{प्रतिशत S-लक्षण}$; $sp < sp^2 < sp^3$
- आबंध एंथैल्पी** : एक मोल गैसीय अणु को उसके अवयवी गैसीय परमाणुओं में विभक्त करने में आवश्यक उर्जा अथवा एक मोल स्वतंत्र गैसीय परमाणुओं से अणु बनाने पर मुक्त उर्जा, आबंध उर्जा कहलाती है। मात्रक : किलोजूल/मोल उदाहरण : $H_{(g)} \rightarrow 2H_{(g)} \Delta_a H^0 = 435.8 \text{ KJmol}^{-1}$; $O_{(g)} \rightarrow 2O_{(g)} \Delta_a H^0 = 498 \text{ KJmol}^{-1}$; $N_{(g)} \rightarrow 2N_{(g)} \Delta_a H^0 = 946 \text{ KJmol}^{-1}$
औसत आबंध उर्जा : बहुपरमाणुक अणुओं की आबंध उर्जा का मान औसत लिया जाता है।
उदाहरण : जल में O-H बंध की औसत आबंध उर्जा ज्ञात करो, यदि $\Delta_a H_1 = 502 \text{ KJmol}^{-1}$ $\Delta_a H_2 = 427 \text{ KJmol}^{-1}$
अतः जल में O-H आबंध की औसत आबंध उर्जा का मान = $(502+427)/2 = 464.5 \text{ KJmol}^{-1}$
- आबंध कोण** : तीन या अधिक परमाणुओं युक्त अणु में दो निकटतम आबंधों के मध्य का कोण, बंध कोण
मात्रक : डीग्री, मापन विधि : स्पेक्ट्रमी विधि, महत्व : संकरण एवं ज्यामिती तय करता है।
उदाहरण : जल में H-O-H आबंध कोण = 104.5° तथा बेरलियम क्लोराइड में आबंध कोण = 180°
- आबंध कोटि** : सहसंयोजी अणु में दो परमाणुओं के मध्य बंधित / सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या, आबंध कोटि है।

$$\begin{array}{lll} H_2 \quad H:H & = 1 \text{ सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म} & BO = 1 \quad [H-H] \\ O_2 \quad O::O & = 2 \text{ सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म} & BO = 2 \quad [O=O] \\ N_2 \quad N:::N & = 3 \text{ सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म} & BO = 3 \quad [N\equiv N] \end{array}$$

नोट : समइलेक्ट्रॉनी अणुओं/आयनों में आबंध कोटि सदैव समान होती है।

उदाहरण : $F_2(18e)$, $O_2^{2-}(18e)$; BO = 1 ; $N_2(14)$, CO (14), $NO^+(14)$; BO = 3

[आबंध कोटि \propto स्थायीत्व \propto आबंध उर्जा $\propto 1/\text{आबंध लंबाई}$]

- अनुनाद** : अणु के सभी गुणों को दर्शाने वाली एक से अधिक विहित संरचनाएं जो समान उर्जा, समान नाभिकीय स्थिति तथा समान बंधित एवं अबंधित इलेक्ट्रॉन युग्म वाली संरचनाएं, अनुनादी संरचनाएं कहलाती हैं

जैसे : $CO_2 \quad {}^+O\equiv C-O^- \leftrightarrow O=C=O \leftrightarrow {}^+O-C\equiv O^- \quad O_3$

सैद्धांतिक व प्रायोगिक उर्जा का अंतर, अनुनाद उर्जा (अनुनाद उर्जा = सर्वाधिक स्थायी संरचना की उर्जा — अनुनादी संकर की उर्जा)
विशेषताएं : सभी विहित संरचनाओं में नाभिकों की स्थिति एवं कुल आवेश समान रहता है।

अनुनादी संरचनाओं की संख्या \propto स्थायीत्व

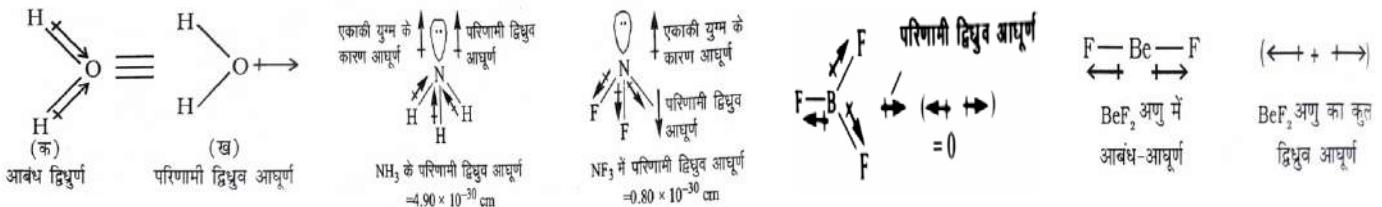
- आबंध ध्रुवणता** : सहसंयोजी आबंध में बंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणता में पर्याप्त अंतर से उत्पन्न ध्रुवणता

- द्विध्रुव आघूर्ण (μ)** : सहसंयोजी अणु में ध्रुवीय गुणों का मापन ही द्विध्रुव आघूर्ण कहलाता है।
- $\text{द्विध्रुव आघूर्ण}(\mu) = \text{द्विध्रुव पर आवेश}(q) \times \text{ध्रुवों के मध्य की दूरी}(r)$; $[\mu = q \times r]$ मात्रक : डिबाई [D] $1D = 3.33 \times 10^{-30} \text{ cm}$
- द्विध्रुव आघूर्ण सदिश राशी है अतः इसे \rightarrow से दर्शाते हैं। (निम्न EN से \rightarrow उच्च EN) $\overset{\leftarrow}{H}-\vec{F}:\mu = 1.98D$
- कोई भी आबंध पूर्णतया / शत प्रतिशत आयनिक अथवा सहसंयोजी नहीं हो सकता है
- आबंध ध्रुवणता के कारण सहसंयोजी बंध में आंशिक आयनिक लक्षण उत्पन्न हो जाते हैं।
- अनुप्रयोग** : अणुओं की ध्रुवणता का मापन, ज्यामिति व आकार का निर्धारण करने में उपयोगी

$\mu = 0$ तो अणु अध्रुवीय एवं ज्यामिति रेखिय व त्रिकोणीय जैसे : CO_2 , $BeCl_2$, CS_2 , BF_3

$\mu \neq 0$ तो अणु ध्रुवीय एवं ज्यामिति अरेखिय होगी जैसे : H_2O , NH_3 , HCl , SO_2

ऐरोमेटिक यौगिकों में द्विध्रुव आघूर्ण का कम निम्नानुसार : ortho > meta > para



(2) संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धांत [VSEPR] :-

- यह सिद्धांत सिजविक व पॉवेल ने दिया, परन्तु गिलेस्पी व नाइहोम ने इसे और अधिक विकसित व संशोधित किया।
- अणुओं की ज्यामिति, केन्द्रीय परमाणु पर उपस्थित l_p व bp की संख्या एवं इनमें प्रतिकर्षण पर निर्भर करती है।
- अणु में उपस्थित l_p व bp त्रिविम ज्यामिति में ऐसे व्यवस्थित रहते हैं कि इनमें न्यून प्रतिकर्षण एवं अधिकतम दूरी हों।
- l_p केन्द्रीय परमाणु पर स्थानीकृत जबकि bp केन्द्रीय परमाणु व प्रतिस्थापी के मध्य सहभाजित रहते हैं।
- बहुबंध को एकल इलेक्ट्रॉन युग्म तथा बहुबंध के दो या तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों को एकल सुपर युग्म माना जाता है।
- केन्द्रीय परमाणु पर स्थित संयोजी इलेक्ट्रॉन युग्मों में प्रतिकर्षण कम : $bp - bp < l_p - bp < l_p - l_p$
- bp की अपेक्षा l_p त्रिविम में अधिक स्थान घेरते हैं l_p व bp की उपस्थिति अनुसार ज्यामितियाँ :

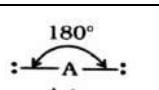
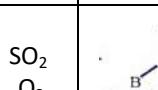
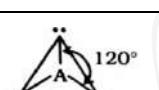
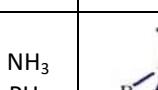
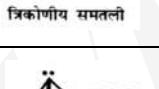
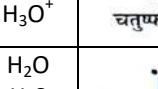
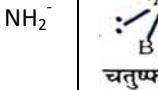
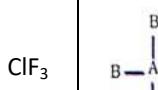
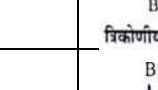
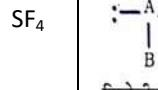
 - (क) सममित ज्यामिति : जब केन्द्रीय परमाणु पर केवल bp तथा समान प्रकार के प्रतिस्थापी उपस्थित हो
 - (ख) असममित ज्यामिति : जब केन्द्रीय परमाणु पर l_p व bp दोनों अथवा भिन्न² प्रकार के प्रतिस्थापी उपस्थित हो

- अणुओं की संरचना के अध्ययन हेतु इन्हें दो श्रेणियों में बांटा गया।

(1) l_p रहित केन्द्रीय परमाणु वाले अणु अथवा केवल bp युक्त अणु

(2) एक या अधिक l_p युक्त केन्द्रीय परमाणु वाले अणु

l_p व bp की संख्यानुसार अणुओं की ज्यामिति व बंधकोण

bp	l_p	बंधकोण	प्रकार	उदाहरण	ज्यामिति	bp	l_p	आकार	बंधकोण	प्रकार	उदाहरण	ज्यामिति
2	0	180°	AB_2	$BeCl_2$	 रेखीय	2	1	कोणीय / मुड़ी	119.5°	AB_2E	SO_2 O_3	 त्रिकोणीय समतली
3	0	120°	AB_3	BF_3	 त्रिकोणीय समतली	3	1	त्रिकोणीय पिरैमिड	107.5°	AB_3E	NH_3 PH_3 H_3O^+	 चतुष्फलकीय
4	0	109.5°	AB_4	CH_4 NH_4^+	 चतुष्फलकीय	2	2	V-shape	104°	AB_2E_2	H_2O H_2S NH_2^-	 चतुष्फलकीय
5	0	90° , 120°	AB_5	PCl_5	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी	3	2	T-shape	$< 90^\circ$	AB_3E_2	ClF_3	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी
6	0	90°	AB_6	SF_6	 अष्टफलकीय	4	1	सी सॉ / डेकूली		AB_4E	SF_4	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी
						5	1	वर्ग पिरैमिड	90°	AB_5E	BrF_5 IF_5	 अष्टफलकीय
						4	2	वर्ग समतलीय	90°	AB_4E_2	XeF_4	 अष्टफलकीय

❖ आयनिक बंध में सहसंयोजी लक्षण (फाजान्स नियम) :

- स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा धनायन का नाभिक, ऋणायन के निकट आने से सममित इलेक्ट्रॉन अप्र विकृत हो जाता है जिससे इलेक्ट्रॉन घनत्व दोनों आयनों के मध्य विस्थापित हो जाता है इस प्रकार आयनिक बंध में सहसंयोजी लक्षण उत्पन्न होते हैं।
- फाजान्स नियम के मुख्य बिन्दु –

1) धनायन के आकार घटने तथा ऋणायन के आकार बढ़ने पर आयनिक बंध के सहसंयोजी लक्षण में वृद्धि होती है



2) धनायन व ऋणायन पर आवेश की मात्रा \propto सहसंयोजी लक्षण, उदाहरण : $[\text{NaCl} < \text{MgCl}_2 < \text{AlCl}_3]$, $[\text{NaCl} < \text{Na}_2\text{O} < \text{Na}_3(\text{PO}_4)_2]$

3) धनायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास :

- ✓ यदि धनायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^6 (वर्ग 18 के समान) = उच्च आयनिक लक्षण
- ✓ यदि धनायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास छद्म/आभासी अक्रिय $(n-1)d^{10} ns^2$ (d-block के समान) = न्यून आयनिक लक्षण
- ✓ अतः संकरण धातु धनायन, क्षार धातु एवं मृदा क्षार धातु धनायनों की अपेक्षा अधिक सहसंयोजी गुण वाले यौगिक बनाते हैं।
- ✓ धनायन का आकार \downarrow धनायन द्वारा ऋणायन के इलेक्ट्रॉन को आकृषित करने की प्रवृत्ति \uparrow बंध ध्रुवणता \uparrow सहसंयोजी लक्षण \uparrow

(3) संयोजकता बंध सिद्धांत (VBТ) :

- क्वांटम यांत्रिकी पर आधारित यह सिद्धांत हाइट्टलर व लंदन तथा स्लेटर व पॉलिंग ने दिया, अतः इसे HLSP कहते हैं।
- VBТ अणुओं में सापेक्ष आबंध स्थायीत्व, आबंध लंग, वियोजन उर्जा, बहुपरमाणुक अणुओं की ज्यामिति आदि की व्याख्या
- संयोजकता बंध सिद्धांत के अभिगृहित :**

- यह कक्षीय अवधारणा है जिसमें परमाणुओं के संयोजी कोश की अर्धपूर्ण कक्षके परस्पर अतिव्यापन करती है
- आबंधित इलेक्ट्रॉन अतिव्यापन क्षेत्र में आ जाते हैं अतः अतिव्यापन \propto बंध की प्रबलता \propto अणु का स्थायीत्व
- VBТ अनुसार बंधन अवधारणाएँ : (अ) न्यूनतम उर्जा अवधारणा (ब) कक्षक अतिव्यापन अवधारणा

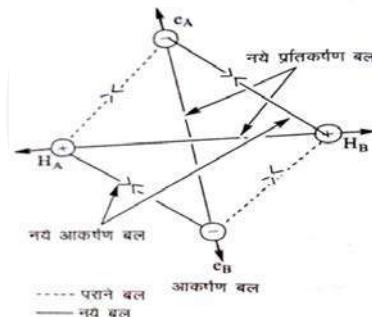
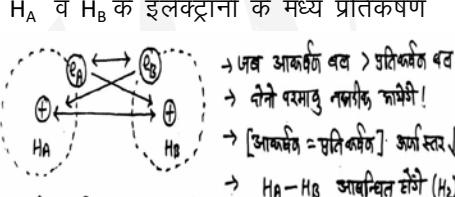
(अ) न्यूनतम उर्जा अवधारणा :

परमाणु परस्पर न्यूनतम उर्जा की स्थिति में निकट आकर बंधन करते हैं जिससे स्थायी अणु की रचना होती है। जब दो परमाणु परस्पर निकट आते हैं तो उनके मध्य आकर्षण व प्रतिकर्षण निम्नानुसार उत्पन्न होता है।

आकर्षण बल : H_A के नाभिक व H_B के इलेक्ट्रॉन e_B के मध्य आकर्षण

प्रतिकर्षण बल : H_A व H_B के नाभिकों के मध्य प्रतिकर्षण

H_A व H_B के इलेक्ट्रॉनों के मध्य प्रतिकर्षण

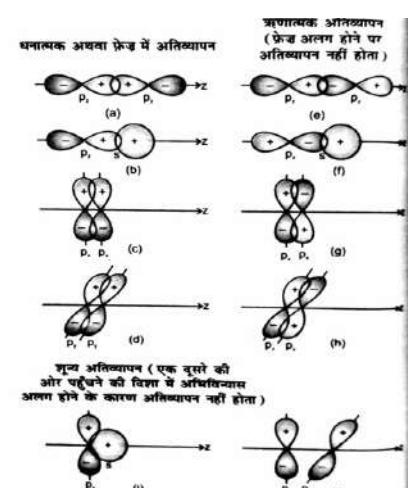


नोट : आकर्षण व प्रतिकर्षण बल में साम्य स्थापित होने से उर्जा घटेगी एवं अणु में आबंधन द्वारा स्थायीत्व आयेगा।

(ब) कक्षक अतिव्यापन अवधारणा :

- परमाणुओं के संयोजी कोश की केवल अपूर्ण/अर्धपूर्ण कक्षके निकट आकर अतिव्यापन(अंतरभेदन) करती है।
- सहसंयोजी आबंधन में दो परमाणुओं के संयोजी कक्ष में उपस्थित विपरित चक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों का संयुगमन होता है।
- अतिव्यापन से न्यून उर्जा वाले विरस्तानीकृत बंधित कक्षकों का निर्माण होता है।
- प्रभावी अतिव्यापन हेतु कक्षकों का अभिविन्यास उचित होना आवश्यक है।
- अतिव्यापन की सीमा, कक्षकों तथा अतिव्यापन की प्रवृत्ति पर निर्भर करती है।
- कक्षकों के तरंग फलन आयाम का दिक्ष्यान में अभिविन्यास तथा फेज(चिन्ह) की स्थिति अनुसार अतिव्यापन के प्रकार :

- धनात्मक अतिव्यापन
- ऋणात्मक अतिव्यापन
- शून्य अतिव्यापन



- ❖ **सहसंयोजक बंध के दिशात्मक गुण** : संकरण व अतिव्यापन द्वारा कक्षकों के दिशात्मक गुणों की व्याख्या संभव है। अतिव्यापन के बाद बंध की रचना इलेक्ट्रॉन घनत्व के सर्वाधिक मान की दिशा में होती है।
- ❖ **आतिव्यापन के प्रकार एवं सहसंयोजी आबंध की प्रकृति** : (1) सिग्मा आबंध (2) पाई आबंध

1. सिग्मा आबंध (सिग्मा अतिव्यापन) :

आबंधी कक्षकों के अंतरनाभिकीय अक्ष पर सिरेवार(Head on) या समाक्षीय अतिव्यापन द्वारा बना बंध, सिग्मा बंध

- **S - S अतिव्यापन** : दो परमाणुओं के संयोजी कोश की दो **S** कक्षकें परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। इस अतिव्यापन में कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता है उदाहरण : H_2
- **S - P_z अतिव्यापन** : एक परमाणु की **S** व दुसरे परमाणु की केवल **P_z** कक्षक अतिव्यापन में भाग लेती है। इस अतिव्यापन में कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता है उदाहरण : HF
- **P_z - P_z अतिव्यापन** : दो परमाणुओं के संयोजी कोश की दो **P_z** कक्षकें परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर प्रभाव पड़ता है। अतः बंध दिशात्मक होगा। , उदाहरण : F_2

2. पाई आबंध (पाई अतिव्यापन) :

आबंधी कक्षकों के परस्पर समान्तर तथा अंतरनाभिकीय अक्ष के लंबवत या समपार्श अतिव्यापन द्वारा बना बंध

P_x - P_x / P_y - P_y अतिव्यापन : दो परमाणुओं की **P_x , P_x & P_y , P_y** कक्षकें परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर प्रभाव पड़ता है। अतः बंध दिशात्मक होगा। , उदाहरण : O_2 , N_2

सिग्मा बंध	पाई बंध
<ul style="list-style-type: none"> ■ कक्षकों का समाक्षीय अतिव्यापन ■ अतिव्यापन क्षेत्र उच्च अतः प्रबल आबंधन ■ अंतर्नाभिकीय दूरी अधिकतम प्रतिकर्षण न्यूनतम ■ समित इलेक्ट्रॉन अभ्र तथा नोडल तल अनुपस्थित ■ बंध में मुक्त घूर्णन होता है ■ पाई बंध की अनुपस्थिति में भी बनता है 	<ul style="list-style-type: none"> ■ कक्षकों का पार्श्वीय अतिव्यापन ■ अतिव्यापन क्षेत्र न्यून अतः दुर्बल आबंधन ■ अंतर्नाभिकीय दूरी न्यूनतम प्रतिकर्षण अधिकतम ■ दो e⁻ अभ्र ,अक्ष के नीच व उपर तथा नोडल तल उपस्थित ■ बंध में मुक्त घूर्णन नहीं होता है ■ सदैव सिग्मा बंध के साथ ही बनता है।

- ❖ **संकरण** : किसी परमाणु की लगभग समान उर्जा व आकार की कक्षके परस्पर संयोजित होकर उतनी ही संख्या में समान उर्जा व आकार वाली नयी कक्षकें बनाती है जिनमें संयोजित कक्षकों के सभी गुण उपस्थित हो, संकरित कक्षके कहलाती है।

संकरण के मुख्य लक्षण या विशेषताएं :-

- ✓ संयोजी कोश में उपस्थित समान उर्जा व आकार की कक्षकें ही संकरण में भाग लेती है।
- ✓ संकरित कक्षकों की संख्या सदैव संकरण में भाग लेने वाली कुल कक्षकों के बराबर होती है।
- ✓ संकरित कक्षकें, समान्य / शुद्ध कक्षकों की अपेक्षा आबंध बनाने में अधिक सक्षम, दिशात्मक एवं स्थायी होती है।
- ✓ संकरण का प्रकार अणु की ज्यामिति को निर्धारित करता है।
- ✓ संकरित कक्षके अणु के त्रिविम में न्यूनतम प्रतिकर्षण व अधिकतम स्थायीत्व के अनुसार व्यस्थित हो जाती है।
- ✓ संकरित कक्षकों का आबंध सामर्थ्य का क्रम : $sp < sp^2 < sp^3 < sp^3d < sp^3d^2$
- ✓ संकरित कक्षकों की संरचना में दो पॉलिया (एक बड़ी(+ve) व एक छोटी(-ve)) पायी जाती है।

संकरण के लिए आवश्यक परिस्थितियां :-

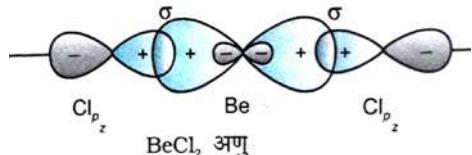
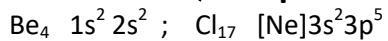
- ✓ संकरण में संयोजी कोश की पूर्ण, अपूर्ण, अर्धपूर्ण व रिक्त सभी प्रकार की कक्षकें भाग ले सकती है।
- ✓ संकरण में केवल परमाणवीय कक्षकें ही भाग लेती है परन्तु उनके इलेक्ट्रॉन नहीं।
- ✓ रासायनिक आबंधन के दौरान ही संकरित कक्षकें बनती है परन्तु किसी विलगित परमाणु में नहीं।

संकरण : प्रकार, ज्यामिति व उदाहरण			
CN no [Ip + bp]	संकरण का प्रकार	ज्यामिति	उदाहरण
2	sp	रेखीय	$BeCl_2, BeH_2, C_2H_2$
3	sp^2	त्रिकोणीय	BF_3, C_2H_4
4	sp^3	चतुष्फलकीय	$CH_4, NH_4^+, NH_3, H_2O, C_2H_6$
5	sp^3d	त्रिकोणीय द्विपिरामिड	PCl_5
6	sp^3d^2	अष्टफलकीय	SF_6

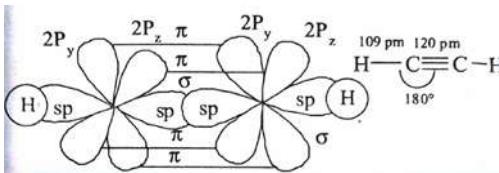
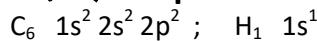
❖ **sp -संकरण** : इसे रेखीय या विकर्ण संकरण भी कहा जाता है।

- एक s व एक P_z कक्षक संकरण द्वारा समान उर्जा की दो नये sp संकरित कक्षकें बनाते हैं।
- प्रत्येक sp संकरित कक्षक में s के लक्षण 50% व p के भी लक्षण 50% होते हैं।
- दोनों sp संकरित कक्षकें 180° कोण पर विन्यासित होकर रेखीय आकृति बनाती है, उदाहरण : BeCl_2 , C_2H_2

बेरिलियम क्लोराइड में sp संकरण



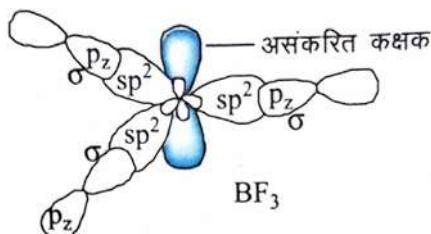
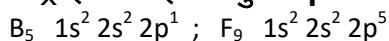
एथाइन में sp संकरण



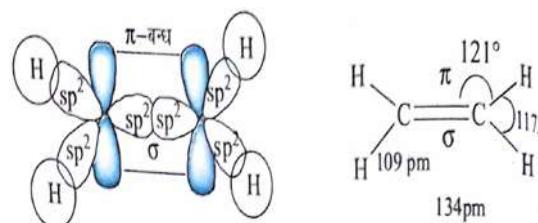
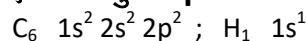
❖ **Sp² -संकरण** : इसे समतलीय त्रिकोणीय संकरण भी कहा जाता है।

- एक s व दो p कक्षकें संकरण द्वारा समान उर्जा की तीन नयी sp^2 संकरित कक्षकें बनाते हैं।
- प्रत्येक sp^2 संकरित कक्षक में s व p के प्रतिशत लक्षण कमशः 33% (s) & 67% (p)
- तीनों sp^2 संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर 120° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति समतल त्रिकोणीय होती है, उदाहरण : BF_3 , C_2H_4

बॉरोन ट्राई फ्लोराइड अणु में sp^2 संकरण



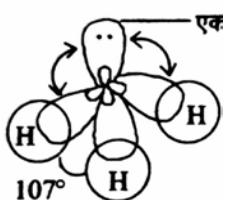
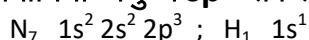
एथीन अणु में sp^2 संकरण



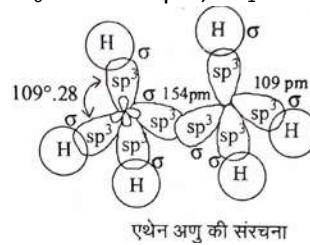
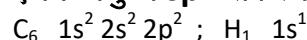
❖ **Sp³ -संकरण** : इसे चतुष्फलकीय संकरण भी कहा जाता है।

- एक s व तीन p कक्षकें संकरण द्वारा समान उर्जा की चार नयी sp^3 संकरित कक्षकें बनाते हैं।
- प्रत्येक sp^3 संकरित कक्षक में s व p के प्रतिशत लक्षण कमशः 25%(s) & 75%(p)
- चारों sp^3 संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर 109.5° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति चतुष्फलकीय होती है उदाहरण : NH_3 , C_2H_6 , CH_4 , H_2O , NH_4^+

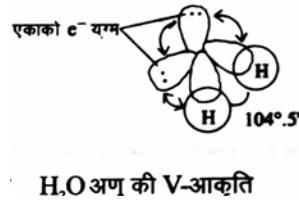
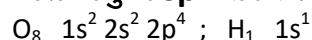
अमोनिया अणु में sp^3 संकरण



ऐथेन अणु में sp^3 संकरण



जल अणु में sp^3 संकरण

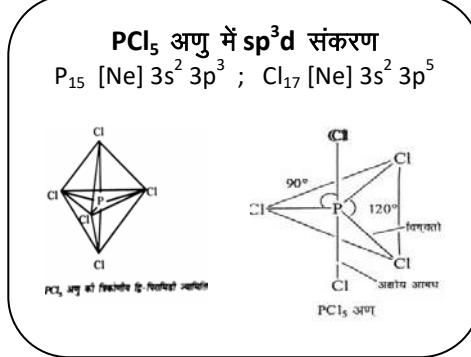


❖ Sp^3d -संकरण :-

- एक s, तीन p तथा एक d कक्षकों संकरण द्वारा समान उर्जा की पांच नयी sp^3d संकरित कक्षकों बनाती है।
- संकरण में बाह्यतम d कक्षकों (nd) भाग लेती है।
- पांचों sp^3d संकरित कक्षकों त्रिविम में परस्पर 90° & 120° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति त्रिकोणीय द्विपिरामिड होती है।
- PCl_5 में सभी P—Cl बंधों/संयोजकताओं की लंबाई समतुल्य नहीं होती है।

1. विषुवतीय आबंध :

तीन P—Cl आबंध, निरक्षीय, छोटे व विषुवतीय तल पर 120° कोण बनाते हैं



2. अक्षीय आबंध :

दो P—Cl आबंध, अक्षीय, लंबे व विषुवतीय तल के उपर व नीचे स्थित, तल पर 90° का कोण बनाते हैं।

नोट : अक्षीय आबंध के इलेंगम, विषुवतीय आबंध के इलेंगम के साथ अधिक प्रतिकर्षण अनुभव करते हैं अतः

अक्षीय आबंधों की लंबाई, विषुवतीय आबंधों से अधिक एवं प्रबलता कम होती है इस प्रकार PCl_5 अत्यधिक क्रियाशील है।

❖ Sp^3d^2 -संकरण :-

- एक s, तीन p तथा दो d कक्षकों संकरित होकर समान उर्जा की 6 नयी sp^3d^2 संकरित कक्षकों बनाती है।
- संकरण में बाह्यतम d कक्षकों (nd) भाग लेती है।
- 6 sp^3d^2 संकरित कक्षकों त्रिविम में परस्पर न्यूनतम प्रतिकर्षण पर विन्यासित होकर 90° कोण बनाती है।
- अणु की ज्यामिति अष्टफलकीय एवं सभी बंध समान लंबाई के होते हैं, उदाहरण : SF_6

SF_6 अणु में sp^3d^2 संकरण

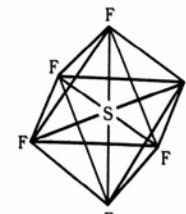
S_{16} [Ne] $3s^2 3p^4$

F_9 $1s^2 2s^2 3p^5$

S (तलस्थ अवस्था)			
S (उत्तेजित अवस्था)			
SF_6			

Cl

sp^3d^2 संकरण



चित्र 4.18: SF_6 अणु की अष्टफलकीय ज्यामिति

(4) आणिक कक्षक सिद्धांत [MOT] :-

- क्वांटम यांत्रिकी पर आधारित यह सिद्धांत हुण्ड एवं मुलिकन ने प्रतिपादित किया।
- आणिक कक्षक :** समान उर्जा व उचित सममिति की परमाण्वीय कक्षकों परस्पर अतिव्यापन द्वारा निर्मित नयी कक्षकों अर्थात अणु के त्रिविम में एक से अधिक नाभिकों के चारों और वह स्थान जहां इलेंगम के पाये जाने की संभावना अधिकतम हो, उसे आणिक कक्षक कहा जाता है, आणिक कक्षकों को σ, π, δ से दर्शाते हैं।

❖ आणिक कक्षकों की विशेषताएं –

- आणिक कक्षकों के इलेक्ट्रॉन, बंधन में भाग लेने वाले सभी परमाणुओं के नाभिकों से प्रभावित रहते हैं अतः आणिक कक्षकों बहुकेन्द्रकीय होती है।
- आणिक कक्षकों का निर्माण लगभग समान उर्जा वाली परमाण्वीय कक्षकों के रेखीय संयोजन से होता है।
- नवनिर्मित आणिक कक्षकों की संख्या सदैव संयोजन में भाग लेने वाली परमाण्वीय कक्षकों के बराबर होती है।
- आणिक कक्षक अ) बंधित आणिक कक्षक [BMO] : निम्न उर्जा व उच्च स्थायीत्व
 ब) प्रतिबंधित आणिक कक्षक [ABMO] : उच्च उर्जा व निम्न स्थायीत्व
- आणिक कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण पाउली व हुण्ड नियम के साथ ऑफ बौ नियमानुसार किया जाता है।

❖ परमाण्वीय कक्षकों का रेखीय संयोजन : [LCAO]

- परमाण्वीय कक्षकों के संयोजन से आण्विक कक्षकें बनती हैं, जिनका मापन श्रोडिंजर समीकरण द्वारा संभव नहीं होता, परंतु एक सन्निकट विधि द्वारा ज्ञात कर सकते हैं जिसे परमाणु कक्षकों का रैखिक संयोजन कहते हैं।
- आण्विक कक्षके भी एक इलें तरंग है जिसके आयाम को तरंग फलन Ψ द्वारा व्यक्त करते हैं।
- रैखिक संयोजन द्वारा आण्विक कक्षक का निर्माण :** परमाणु A व B से AB अणु का निर्माण : परमाणु A का तरंग फलन Ψ_A तथा परमाणु B का तरंग फलन Ψ_B हो तो रैखिक संयोजन निम्नानुसार होगा

 - समान चिन्ह व समान कला वाले तरंग फलन : $[\Psi_A + \Psi_B = \Psi_{BMO}]$ बंधित आण्विक कक्षक (निम्न उर्जा)
 - विपरित चिन्ह व असमान कला वाले तरंग फलन : $[\Psi_A - \Psi_B = \Psi_{ABMO}]$ प्रतिबंधित आण्विक कक्षक (उच्च उर्जा)

- आण्विक कक्षक तरंग फलन का सामान्य सूत्र : $[\Psi_A \pm \Psi_B = \Psi_{MO}]$
- आण्विक कक्षकों का अतिव्यापन अनुसार नामकरण : σ, π, δ द्वारा दर्शाते हैं।

$$\text{BMO} = \sigma \text{ bond } [\text{s-s}, \text{s-p}, \text{p}_z - \text{p}_z] \quad \text{EX: } \sigma 1s \quad \sigma 2s \quad \sigma 3s ; \quad \text{ABMO} = \sigma^* 2p_z$$

$$\text{BMO} = \pi \text{ bond } [\text{p}_x - \text{p}_x, \text{p}_y - \text{p}_y] \quad \text{EX: } \pi 2p_x - 2p_y ; \quad \text{ABMO} = \pi^* 2p_x - 2p_y$$

- कक्षकों में व्यतिकरण (तरंग कला का संयोजन) :

1. रचनात्मक (धनात्मक) व्यतिकरण : [In Phase]

परमाणु A व B के तरंग फलन का समान कला में संयोजन, रचनात्मक व्यतिकरण कहलाता है।

$$\text{अतः } [\Psi_A + \Psi_B = \Psi_{BMO}] = \Psi_{AB}$$

2. विनाशी (ऋणात्मक) व्यतिकरण : [Out of Phase]

परमाणु A व B के तरंग फलन का असमान कला में संयोजन, विनाशी व्यतिकरण कहलाता है।

$$\text{अतः } [\Psi_A - \Psi_B = \Psi_{ABMO}] = \Psi_{AB}$$

❖ परमाण्वीय कक्षकों के संयोग की शर्तें –

- संयोजन करने वाली सभी परमाण्वीय कक्षकें लगभग समान उर्जा की हो। जैसे : $2s + 2s$ (yes), $1s + 2s$ (No)
- संयोजन से बना अतिव्यापन क्षैत्र अधिक प्रबल हो जिससे प्रबल बंधन होगा अतः अतिव्यापन की सीमा \propto बंध सामर्थ्य
- संयोग करने वाली परमाण्वीय कक्षकों की सममिति अंतरनाभिकीय अक्ष के सापेक्ष हो। $2p_x + 2p_x$; $2p_x + 2p_z$

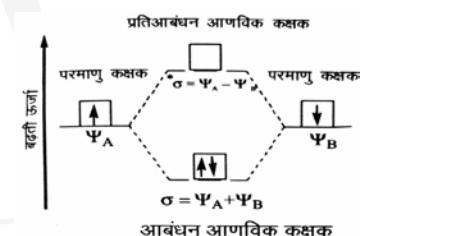
❖ आण्विक कक्षक उर्जा आरेख :

$$1s^1 + 1s^1 = [\text{BMO} = \sigma 1s^2]$$

$$[\text{ABMO} = \sigma^* 1s^0]$$

$$2s, 2p + 2s, 2p = [\text{BMO} = \sigma 2s, \sigma 2p_z, \pi 2p_x = 2p_y]$$

$$[\text{ABMO} = \sigma^* 2s, \sigma^* 2p_z, \pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y]$$



द्वितीय आवर्त के समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं (O_2, F_2) के आण्विक कक्षकों की उर्जा का आरोही क्रम :

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \sigma 2p_z < \pi 2p_x = 2\pi p_y < \pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y < \sigma^* 2p_z$$

द्वितीय आवर्त के समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं (B_2, C_2, N_2) के आण्विक कक्षकों की उर्जा का आरोही क्रम :

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \pi 2p_x = 2\pi p_y < \sigma 2p_z < \pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y < \sigma^* 2p_z$$

नोडल तल : अणु में दोनों नाभिकों के मध्य उच्च प्रतिकर्षण के ऐसे स्थान जहां इलेक्ट्रॉन घनत्व शून्य हो, नोडल तल कहलाते हैं। नोडल तल अणु में अस्थिरता उत्पन्न करता है।

❖ आण्विक इलेक्ट्रॉनिक विन्यास एवं महत्व : आण्विक कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण उनकी उर्जा के आरोही क्रम में करना।

1. आबंध कोटि या बंधकम [BOND ORDER] :

$$BO = \frac{N_b - N_a}{2} ; \quad N_b = \text{बंधित आण्विक कक्षकों में उपस्थित इलें, } N_a = \text{प्रतिबंधित आण्विक कक्षकों में उपस्थित इलें}$$

आबंध कोटि का महत्व : बंध कोटि अणुओं के स्थायीत्व एवं संभाव्यता को स्पष्ट करती है।

यदि $N_b > N_a$ तो $BO +ve \rightarrow$ अणु स्थायी एवं संभव

यदि $N_b < N_a$ तो $BO -ve \rightarrow$ अणु अस्थायी एवं असंभव

यदि $N_b = N_a$ तो $BO = 0 \rightarrow$ अणु अस्थायी एवं असंभव

- बंध कोटि \propto बंध सामर्थ्य \propto बंध उर्जा $\propto \frac{1}{\text{bond length}}$
- आबंध की प्रकृति : बंध कोटि किसी अणु में सहसंयोजी बंधों की संख्या बताती है।

2. चुंबकीय प्रकृति : यदि सभी आणविक कक्षकों में युग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित तो प्रतिचुंबकीय प्रवृत्ति यदि किसी आणविक कक्षक में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित तो अनुचुंबकीय प्रवृत्ति

❖ समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं में आबंधन द्वारा बंध कोटि व चुंबकीय प्रवृत्ति की व्याख्या करें।

1. Hydrogen (H_2) : $H = 1s^1$ Molecular electronic conf of H_2 : $\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^0$

$$BO = \frac{Nb - Na}{2} BO = \frac{2-0}{2} = 1 [H-H] \text{ बंध कोटि } 1 \text{ अतः अणु संभव व स्थायी है।}$$

चुंबकत्व : अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होने से प्रतिचुंबकीय

जबकि H_2^+ , H_2^- [$BO = \frac{1}{2}$] अनुचुंबकीय होते हैं।

2. Helium (He_2) : $_2He = 1s^2$ Electronic conf of He_2 : $\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2$

$$BO = \frac{Nb - Na}{2} BO = \frac{2-2}{2} = 0 \text{ बंध कोटि शून्य अतः अणु अस्थायी व संभव नहीं}$$

जबकि He_2^+ संभव है क्योंकि $BO = \frac{1}{2}$ अनुचुंबकीय होते हैं।

3. Lithium (Li_2) : $_3Li = 1s^2 2s^1$ Electronic conf of Li_2 : $\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^0$

$$BO = \frac{Nb - Na}{2} BO = \frac{4-2}{2} = 1 [Li-Li] \text{ बंध कोटि } 1 \text{ अतः अणु संभव व स्थायी है।}$$

चुंबकत्व : अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होने से प्रतिचुंबकीय होगा।

4. Nitrogen (N_2) : $_7N = 1s^2 2s^2 2p^3$

Elect conf of N_2 : $\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^2 (\pi 2p_x^2 - 2\pi p_y^2) \sigma 2p_z^2$

$$BO = \frac{Nb - Na}{2} BO = \frac{10-4}{2} = 3 [N \equiv N] \text{ बंध कोटि } 3 \text{ अतः अणु संभव व स्थायी है।}$$

चुंबकत्व : अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं अतः प्रतिचुंबकीय, जबकि N_2^+ , N_2^- संभव हैं क्योंकि $BO = 2.5$, अनुचुंबकीय होते हैं।

5. Oxygen (O_2) : $_8O = 1s^2 2s^2 2p^4$

Elect conf of O_2 : $\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^2 \sigma 2p_z^2 (\pi 2p_x^2 - 2\pi p_y^2) (\pi^* 2p_x^1 - \pi^* 2p_y^1)$

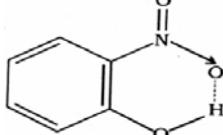
$$BO = \frac{Nb - Na}{2} BO = \frac{10-6}{2} = 2 [O=O] \text{ बंध कोटि } 2 \text{ अतः अणु संभव व स्थायी है, अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित अतः अनुचुंबकीय}$$

$O_2^+ [BO = 2.5]$, $O_2^- [BO = 1.5]$ अनुचुंबकीय होते हैं जबकि $O_2^{2-} [BO = 1]$ अनुचुंबकीय, स्थायीत्व का क्रम : $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$

❖ हाइड्रोजन आबंध : सहसंयोजी अणुओं में हाइड्रोजन परमाणु जब छोटे व उच्च विद्युतऋणी तत्वों जैसे F,O,N के मध्य उपस्थित हो तो ध्रुवणता द्वारा आकर्षण उत्पन्न करता है इसे हाइड्रोजन आबंध कहते हैं।

हाइड्रोजन बंधन की विशेषताएँ :

- सहसंयोजी बंधन से दुर्बल परन्तु वान्डरवाल बलों से प्रबल होते हैं।
- यह एक सेतू बंध है जिसमें हाइड्रोजन के एक तरफ सहसंयोजी बंधन, जबकि दुसरी तरफ H बंधन होता है [—H.....]
- H बंधन ठोस अवस्था में अधिकतम, जबकि गैसीय अवस्था न्यूनतम होता है।
- H से जुड़े परमाणु की EN जितनी अधिक होगी एवं आकार जितना छोटा होगा, H बंधन उतना ही अधिक प्रभावी होगा।

(अ) अन्तराणुक H बंधन	(ब) अन्तः अणुक H बंधन
<p>किसी सहसंयोजी यौगिक के दो अणुओं के मध्य बना H बंधन कहलाता है। उदाहरण : HF, H_2O, NH_3H—F.....H—F.....H—F.....</p>	<p>किसी सहसंयोजी यौगिक के एक ही अणु के मध्य बना H बंधन कहलाता है। उदाहरण : o-nitrophenol p-chlorophenol selicilic acid</p> 

प्रश्न : 1. HF, H_2O द्रव है जबकि HCl , H_2S गैसीय अवस्था में होते हैं क्यों?

2. o-nitrophenol से p-chlorophenol अधिक अम्लीय होता है क्यों ?

❖