

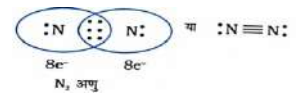
☆ **सहसंयोजी आबंधन (लैंग्यूर आकर्षण) :** इलेक्ट्रॉनों के समान सहभाजन/साझा से उत्पन्न आकर्षण बल, सहसंयोजी आबंधन

- परमाणु इलेक्ट्रॉनों के समान सहभाजन/साझा द्वारा स्थायी उत्कृष्ट विन्यास व स्थायित्व 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 –

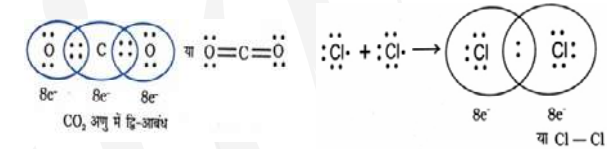
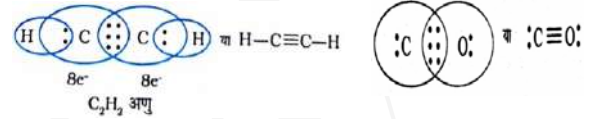
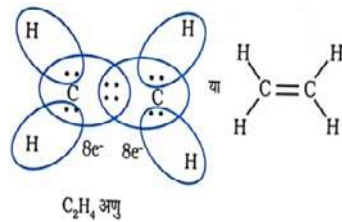
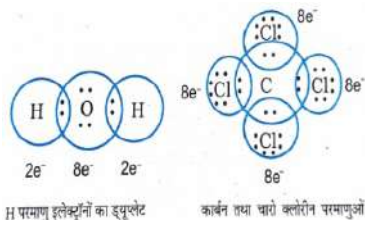
एक जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → एकल बंधन [–] उदाहरण : H–H

दो जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → द्वि बंधन [=] उदाहरण : O=O

तीन जोड़ी इलेक्ट्रॉन का साझा → त्रि बंधन [≡] उदाहरण : N≡N



अणुओं में सहसंयोजी बंधन व लुईस संरचनाएं –



☆ **लुईस बिन्दु संरचना लिखना :**

- कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या केन्द्रीय परमाणु से संयुग्मित प्रतिस्थापी परमाणु के संयोजी इले0 के योग से प्राप्त करते हैं।
- ऋणायन के लिए कुल इले0 की संख्या में से ऋणावेश के बराबर इले0 जोड़ दिया जाता है
- धनायन के लिए कुल इले0 की संख्या में धनावेश के बराबर इले0 घटा दिया जाता है।
- केन्द्रीय परमाणु व संयुग्मित परमाणुओं के प्रतीक द्वारा आधारभूत संरचना लिखी जाती है।
- सामान्यतः न्यून विद्युतऋणी परमाणु केन्द्रीय परमाणु होता है।**
- पहले एकल बंध के लिए सहभाजित इले0 युग्म लिखते हैं इसके बाद बहुबंध व एकाकी इले0 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 – ½ बंधित इलेक्ट्रॉनों की सं0

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

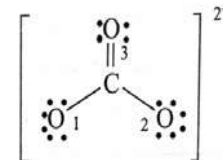
Ex ; CO_3^{2-} के प्रत्येक परमाणु पर औपचारिक आवेश ज्ञात करें

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

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

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

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



☆ **अष्टक नियम की सीमाएँ –**

1. **अपूर्ण अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में **इलेक्ट्रॉनों की संख्या 8 से कम** हो

जैसे : इले0 न्यून अष्टक अणु : LiCl, BeH₂, BCl₃, AlCl₃, BF₃

2. **प्रसारित अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में **इलेक्ट्रॉनों की संख्या 8 से अधिक** हो

जैसे : इले0 समृद्ध अष्टक अणु : PF₅ [10e], SF₆ [12e], H₂SO₄ [12e], ICl₅ [12e], IF₇ [14e]

(नोट : III आवर्त से तत्वों के संयोजी कोश में रिक्त d कक्षकें उपस्थित रहती हैं अतः अष्टक का प्रसार संभव है)

3. **विषम इले0 अष्टक :** केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में **इलेक्ट्रॉनों की संख्या विषम** हो NO, NO₂ $\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$, $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}^+-\ddot{\text{O}}^-$


4. अष्टक नियम उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है परंतु कुछ अक्रिय तत्व जैसे : Xe, Kr

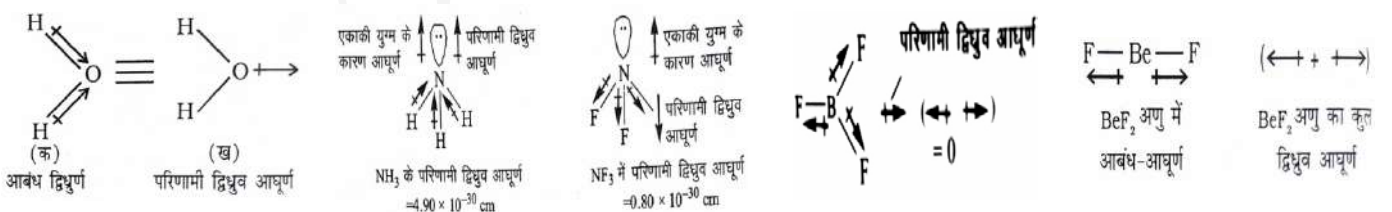
के ऑक्साइड व फ्लुऑराइड संभव हैं जैसे : XeF₂, KrF₂, XeOF₂

5. अष्टक नियम अणु की आकृति, उर्जा एवं आपेक्षिक स्थायित्व की व्याख्या नहीं करता है।



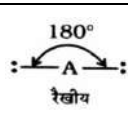
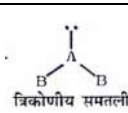
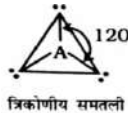
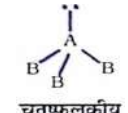
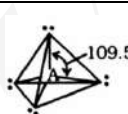
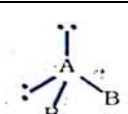
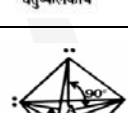
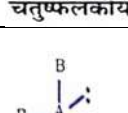
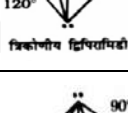
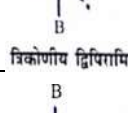
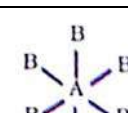

❖ **आबंध प्राचल या बंध पैरामीटर्स :-**

- 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 : $H_{2(g)} \rightarrow 2H_{(g)} \Delta_a H^0 = 435.8 \text{ KJmol}^{-1}$; $O_{2(g)} \rightarrow 2O_{(g)} \Delta_a H^0 = 498 \text{ KJmol}^{-1}$; $N_{2(g)} \rightarrow 2N_{(g)} \Delta_a H^0 = 946 \text{ KJmol}^{-1}$
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 : स्पेक्ट्रोमी विधि , महत्व : संकरण एवं ज्यामिती तय करता है।
उदाहरण : जल में H-O-H आबंध कोण = 104.5° तथा बेरिलियम क्लोराइड में आबंध कोण = 180° 
- आबंध कोटि :** सहसंयोजी अणु में दो परमाणुओं के मध्य बंधित/सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या, आबंध कोटि है।
 H_2 H : H = 1 सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म BO = 1 [H—H]
 O_2 O :: O = 2 सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म BO = 2 [O=O]
 N_2 N ::: N = 3 सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म BO = 3 [N≡N]
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 स्थायित्व \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 इले0 युग्म वाली संरचनाएं, अनुनादी संरचनाएं कहलाती हैं
जैसे : CO_2 $^+O \equiv C - O^- \leftrightarrow O = C = O \leftrightarrow ^-O - C \equiv O^+$ 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 स्थायित्व
- 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।
▪ द्विध्रुव आघूर्ण(μ) = द्विध्रुव पर आवेश(q) X 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) $H \rightarrow \overset{+}{\underset{-}{F}} : \mu = 1.98D$
▪ 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 क्रम निम्नानुसार : ortho > meta > para



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

- यह सिद्धांत सिजविक व पॉवेल ने दिया, परन्तु गिलेप्सी व नाइहोम ने इसे और अधिक विकसित व संशोधित किया।
- अणुओं की ज्यामिति, केन्द्रीय परमाणु पर उपस्थित lp व bp की संख्या एवं इनमें प्रतिकर्षण पर निर्भर करती है।
- अणु में उपस्थित lp व bp त्रिविम ज्यामिति में ऐसे व्यवस्थित रहते हैं कि इनमें न्यून प्रतिकर्षण एवं अधिकतम दूरी हों।
- lp केन्द्रीय परमाणु पर स्थानीकृत जबकि bp केन्द्रीय परमाणु व प्रतिस्थापी के मध्य सहभाजित रहते हैं।
- बहुबंध को एकल इले⁰ युग्म तथा बहुबंध के दो या तीन इले⁰ युग्मों को एकल सुपर युग्म माना जाता है।
- केन्द्रीय परमाणु पर स्थित संयोजी इलेक्ट्रॉन युग्मों में प्रतिकर्षण क्रम : bp – bp < lp – bp < lp – lp
- bp की अपेक्षा lp त्रिविम में अधिक स्थान घेरते हैं lp व bp की उपस्थिति अनुसार ज्यामितियाँ :
 (क) सममित ज्यामिति : जब केन्द्रीय परमाणु पर केवल bp तथा समान प्रकार के प्रतिस्थापी उपस्थित हों
 (ख) असममित ज्यामिति : जब केन्द्रीय परमाणु पर lp व bp दोनों अथवा भिन्न² प्रकार के प्रतिस्थापी उपस्थित हों
- अणुओं की संरचना के अध्ययन हेतु इन्हें दो श्रेणियों में बांटा गया।
 (1) lp रहित केन्द्रीय परमाणु वाले अणु अथवा केवल bp युक्त अणु
 (2) एक या अधिक lp युक्त केन्द्रीय परमाणु वाले अणु

lp व bp की संख्यानुसार अणुओं की ज्यामिति व बंधकोण												
bp	lp	बंधकोण	प्रकार	उदाहरण	ज्यामिति	bp	lp	आकार	बंधकोण	प्रकार	उदाहरण	ज्यामिति
2	0	180°	AB ₂	BeCl ₂	 रेखीय	2	1	कोणीय / मुड़ी	119.5°	AB ₂ E	SO ₂ O ₃	 त्रिकोणीय समतली
3	0	120°	AB ₃	BF ₃	 त्रिकोणीय समतली	3	1	त्रिकोणीय पिरैमिड	107.5°	AB ₃ E	NH ₃ PH ₃ H ₃ O ⁺	 चतुष्फलकीय
4	0	109.5°	AB ₄	CH ₄ NH ₄ ⁺	 चतुष्फलकीय	2	2	V- shape	104°	AB ₂ E ₂	H ₂ O H ₂ S NH ₂ ⁻	 चतुष्फलकीय
5	0	90°, 120°	AB ₅	PCl ₅	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी	3	2	T- shape	< 90°	AB ₃ E ₂	ClF ₃	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी
6	0	90°	AB ₆	SF ₆	 अष्टफलकीय	4	1	सी सॉ / ढेकूली		AB ₄ E	SF ₄	 त्रिकोणीय द्विपिरामिडी
						5	1	वर्ग पिरैमिड	90°	AB ₅ E	BrF ₅ IF ₅	 अष्टफलकीय
						4	2	वर्ग समतलीय	90°	AB ₄ E ₂	XeF ₄	 अष्टफलकीय

- ☆ 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।
- ☆ अतिव्यापन के प्रकार एवं सहसंयोजी आबंध की प्रकृति : (1) सिग्मा आबंध (2) पाई आबंध

1. सिग्मा आबंध (सिग्मा अतिव्यापन) :

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

- **S-S अतिव्यापन** : दो परमाणुओं के संयोजी कोश की दो S कक्षकों परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। इस अतिव्यापन में कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता है उदा० : H₂
- **S-P_z अतिव्यापन** : एक परमाणु की S व दूसरे 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 उदा० : HF
- **P_z-P_z अतिव्यापन** : दो परमाणुओं के संयोजी कोश की दो P_z कक्षकों परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर प्रभाव पड़ता है। अतः बंध दिशात्मक होगा। , उदा० : F₂

2. पाई आबंध (पाई अतिव्यापन) :

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

P_x-P_x / P_y-P_y अतिव्यापन : दो परमाणुओं की P_x, P_x & P_y, P_y कक्षकों परस्पर अतिव्यापन में भाग लेती है। कक्षकों की दिशा व अभिविन्यास का आबंधन पर प्रभाव पड़ता है। अतः बंध दिशात्मक होगा। , उदा० : O₂, N₂

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 ▪ सममित इलेक्ट्रॉन अग्र 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⁻ अग्र, अक्ष के नीचे 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 कक्षकों परस्पर संयोजित होकर उतनी ही संख्या में समान उर्जा व आकार वाली नयी कक्षकों बनाती है जिनमें संयोजित कक्षकों के सभी गुण उपस्थित हो, संकरित कक्षकों कहलाती है।

संकरण के मुख्य लक्षण या विशेषताएं :-

- ✓ संयोजी कोश में उपस्थित समान उर्जा व आकार की कक्षकों ही संकरण में भाग लेती है।
- ✓ संकरित कक्षकों की संख्या सदैव संकरण में भाग लेने वाली कुल कक्षकों के बराबर होती है।
- ✓ संकरित कक्षकों, 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 कक्षकों अणु के त्रिविम में न्यूनतम प्रतिकर्षण व अधिकतम स्थायित्व के अनुसार व्यवस्थित हो जाती है।
- ✓ संकरित कक्षकों का आबंध सामर्थ्य का क्रम : sp < sp² < sp³ < sp³d < sp³d²
- ✓ संकरित कक्षकों की संरचना में दो पॉलिया (एक बड़ी(+ve) व एक छोटी(-ve)) पायी जाती है।

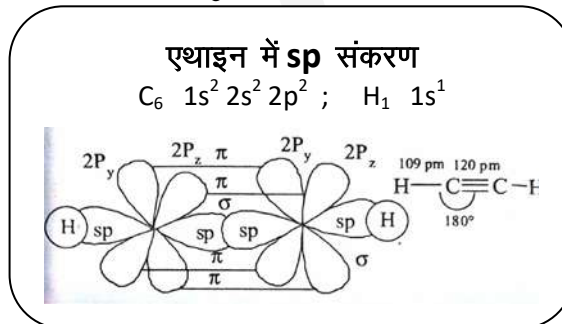
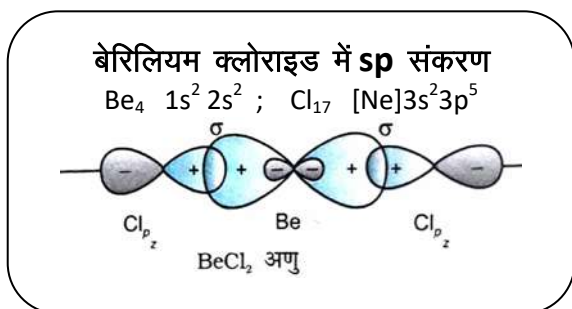
संकरण के लिए आवश्यक परिस्थितियां :-

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

संकरण : प्रकार, ज्यामिति व उदाहरण			
CN no [lp + bp]	संकरण का प्रकार	ज्यामिति	उदाहरण
2	sp	रेखीय	BeCl ₂ , BeH ₂ , C ₂ H ₂
3	sp ²	त्रिकोणीय	BF ₃ , C ₂ H ₄
4	sp ³	चतुष्फलकीय	CH ₄ , NH ₄ ⁺ , NH ₃ , H ₂ O, C ₂ H ₆
5	sp ³ d	त्रिकोणीय द्विपिरामिड	PCl ₅
6	sp ³ d ²	अष्टफलकीय	SF ₆

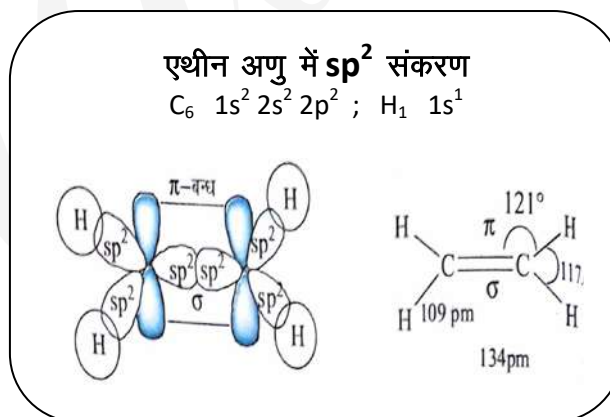
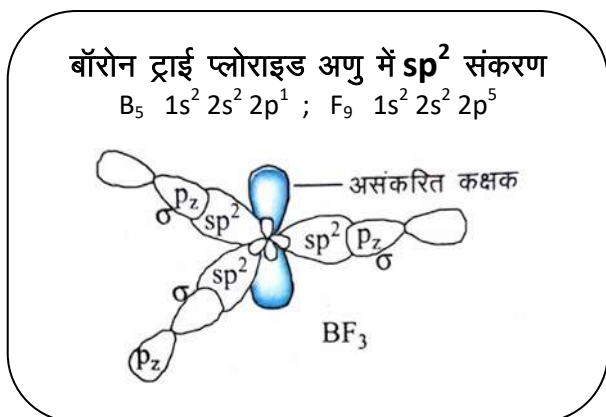
❖ **sp-संकरण** : इसे रेखीय या विकर्ण संकरण भी कहा जाता है।

- 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 : $\text{BeCl}_2, \text{C}_2\text{H}_2$



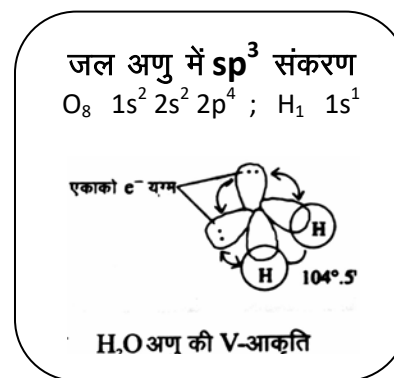
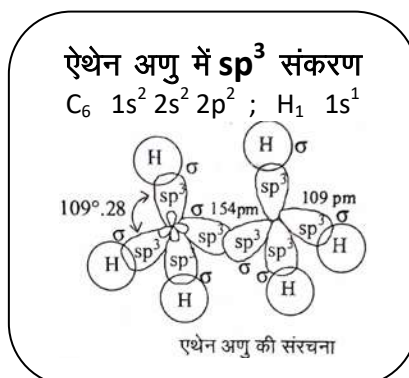
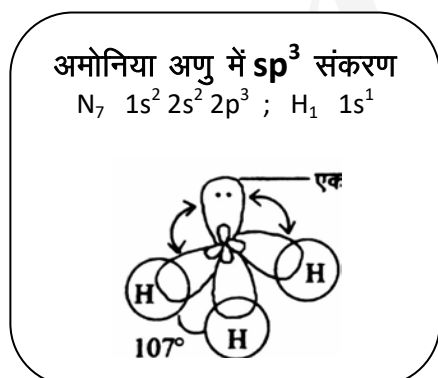
❖ **sp²-संकरण** : इसे समतलीय त्रिकोणीय संकरण भी कहा जाता है।

- एक s व दो p कक्षकें संकरण द्वारा समान उर्जा की तीन नयी sp² संकरित कक्षकें बनाते हैं।
- प्रत्येक sp² संकरित कक्षक में s व p के प्रतिशत लक्षण क्रमशः 33% (s) & 67% (p)
- तीनों sp² संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर 120° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति समतल त्रिकोणीय होती है, उदाहरण : $\text{BF}_3, \text{C}_2\text{H}_4$



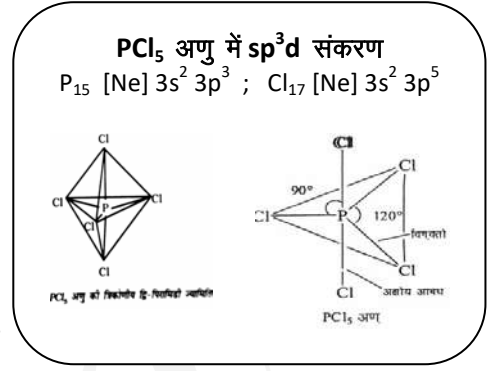
❖ **sp³-संकरण** : इसे चतुष्फलकीय संकरण भी कहा जाता है।

- एक s व तीन p कक्षकें संकरण द्वारा समान उर्जा की चार नयी sp³ संकरित कक्षकें बनाते हैं।
- प्रत्येक sp³ संकरित कक्षक में s व p के प्रतिशत लक्षण क्रमशः 25%(s) & 75%(p)
- चारों sp³ संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर 109.5° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति चतुष्फलकीय होती है उदाहरण : $\text{NH}_3, \text{C}_2\text{H}_6, \text{CH}_4, \text{H}_2\text{O}, \text{NH}_4^+$



❖ **Sp³d -संकरण :-**

- एक s ,तीन p तथा एक d कक्षकें संकरण द्वारा समान उर्जा की पांच नयी sp³d संकरित कक्षकें बनाती है।
- संकरण में बाह्यतम d कक्षकें (nd) भाग लेती है।
- पांचों sp³d संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर 90° & 120° कोण पर न्यूनतम प्रतिकर्षण के साथ विन्यासित होती है।
- अणु की ज्यामिति त्रिकोणीय द्विपिरामिड होती है।
- PCl₅ 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 है

2. **अक्षीय आबंध :**

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

नोट : अक्षीय आबंध के इले० युग्म, विषुवतीय आबंध के इले० युग्म के साथ अधिक प्रतिकर्षण अनुभव करते है अतः अक्षीय आबंधों की लंबाई, विषुवतीय आबंधों से अधिक एवं प्रबलता कम होती है इस प्रकार PCl₅ अत्यधिक क्रियाशील है।

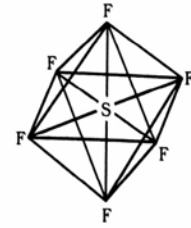
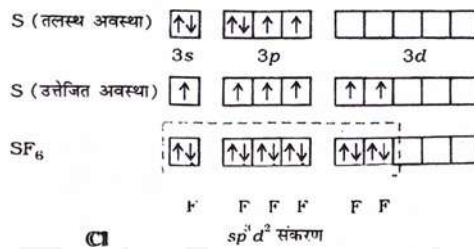
❖ **Sp³d² -संकरण :-**

- एक s , तीन p तथा दो d कक्षकें संकरित होकर समान उर्जा की 6 नयी sp³d² संकरित कक्षकें बनाती है।
- संकरण में बाह्यतम d कक्षकें (nd) भाग लेती है।
- 6 sp³d² संकरित कक्षकें त्रिविम में परस्पर न्यूनतम प्रतिकर्षण पर विन्यासित होकर 90° कोण बनाती है।
- अणु की ज्यामिति अष्टफलकीय एवं सभी बंध समान लंबाई के होते है, उदाहरण : SF₆

SF₆ अणु में sp³d² संकरण

S₁₆ [Ne] 3s² 3p⁴

F₉ 1s² 2s² 3p⁵



चित्र 4.18: SF₆ अणु की अष्टफलकीय ज्यामिति

(4) **आण्विक कक्षक सिद्धांत [MOT] :-**

- ☆ क्वांटम यांत्रिकी पर आधारित यह सिद्धांत **हुण्ड एवं मुलिकन** ने प्रतिपादित किया।
- ☆ **आण्विक कक्षक** : समान उर्जा व उचित सममिति की परमाण्वीय कक्षकें परस्पर अतिव्यापन द्वारा निर्मित नयी कक्षकें अर्थात अणु के त्रिविम में एक से अधिक नाभिकों के चारो ओर वह स्थान जहां इले० के पाये जाने की संभावना अधिकतम हो, उसे आण्विक कक्षक कहा जाता है , आण्विक कक्षकों को σ , π , δ से दर्शाते है।
- ☆ **आण्विक कक्षकों की विशेषताएं** –
 1. आण्विक कक्षकों के इलेक्ट्रॉन, बंधन में भाग लेने वाले सभी परमाणुओं के नाभिकों से प्रभावित रहते है अतः आण्विक कक्षकें बहुकेन्द्रकीय होती है।
 2. आण्विक कक्षकों का निर्माण लगभग समान उर्जा वाली परमाण्वीय कक्षकों के रेखीय संयोजन से होता है।
 3. नवनिर्मित आण्विक कक्षकों की संख्या सदैव संयोजन में भाग लेने वाली परमाण्वीय कक्षकों के बराबर होती है।
 4. आण्विक कक्षक
 - अ) बंधित आण्विक कक्षक [BMO] : निम्न उर्जा व उच्च स्थायीत्व
 - ब) प्रतिबंधित आण्विक कक्षक [ABMO] : उच्च उर्जा व निम्न स्थायीत्व
 5. आण्विक 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 रेखिक संयोजन कहते हैं।
- आण्विक कक्षकें भी एक इले० तरंग हैं जिसके आयाम को तरंग फलन Ψ द्वारा व्यक्त करते हैं।
- रेखिक 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 रेखिक 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।

$$\begin{aligned} BMO &= \sigma \text{ bond } [s-s, s-p, p_z - p_z] \quad \text{EX: } \sigma 1s \quad \sigma 2s \quad \sigma 3s \quad ; \quad ABMO = \sigma^* 2p_z \\ BMO &= \pi \text{ bond } [p_x - p_x, p_y - p_y] \quad \text{EX: } \pi 2p_x - 2p_y \quad ; \quad ABMO = \pi^* 2p_x - 2p_y \end{aligned}$$

- 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।

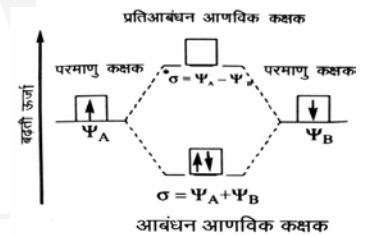
$$\text{अतः } [\Psi_A - \Psi_B = \Psi_{ABMO}] = \Psi_{AB}$$

☆ 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 क्षेत्र 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 :

$$\begin{aligned} 1s^1 + 1s^1 &= [BMO = \sigma 1s^2] \\ &[ABMO = \sigma^* 1s^0] \\ 2s, 2p + 2s, 2p &= [BMO = \sigma 2s, \sigma 2p_z, \pi 2p_x = 2p_y] \\ &[ABMO = \sigma^* 2s, \sigma^* 2p_z, \pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y] \end{aligned}$$



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

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

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

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

नोडल तल : अणु में दोनो 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 बंधक्रम [BOND ORDER] :

$$BO = \frac{N_b - N_a}{2} \quad ; \quad N_b = \text{बंधित आण्विक कक्षकों में उपस्थित इले०, } N_a = \text{प्रतिबंधित आण्विक कक्षकों में उपस्थित इले०}$$

आबंध कोटि का महत्व : बंध कोटि अणुओं के स्थायित्व 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।

BO = 1 (single bond) , BO = 2 (double bond) , BO = 3 (triple bond)

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 $H_2 : \sigma 1s^2 \sigma^* 1s^0$

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

चुंबकत्व : अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होने से प्रतिचुंबकीय

जबकि H_2^+ , H_2^- [BO = ½] अनुचुंबकीय होते हैं।

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

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

जबकि He_2^+ संभव है क्योंकि BO = ½ अनुचुंबकीय होते हैं।

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

$BO = \frac{Nb - Na}{2} \quad BO = \frac{4-2}{2} = 1$ [Li—Li] बंध कोटि 1 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 $N_2 : \sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^2 (\pi 2p_x^2 - 2\pi p_y^2) \sigma 2p_z^2$

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

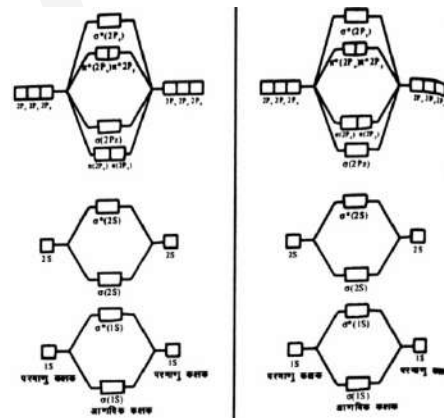
चुंबकत्व : अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं अतः प्रतिचुंबकीय, जबकि N_2^+ , N_2^- संभव है क्योंकि BO = 2.5, अनुचुंबकीय होते हैं।

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

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

$BO = \frac{Nb - Na}{2} \quad BO = \frac{10-6}{2} = 2$ [O=O] बंध कोटि 2 अतः अणु संभव व स्थायी है, अयुग्मित इले0 उपस्थित अतः अनुचुंबकीय

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



B_2, C_2 तथा N_2 के लिये
चित्र 4.9 (क) आणविक कक्षक
ऊर्जा स्तर आरेख
[1416 0000 - 1444]

O_2, F_2 तथा Ne_2 के लिये
चित्र 4.9 (ख) आणविक कक्षक
ऊर्जा स्तर आरेख
[1416 0000 - 1444]

❖ 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 विशेषताएं :

1. सहसंयोजी बंधन से दुर्बल परन्तु वान्डरवाल बलों से प्रबल होते हैं।
2. यह एक सेतू बंध है जिसमें हाइड्रोजन के एक तरफ सहसंयोजी बंधन, जबकि दुसरी तरफ H बंधन होता है [—H.....]
3. H बंधन ठोस अवस्था में अधिकतम, जबकि गैसीय अवस्था न्यूनतम होता है।
4. 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 salicylic 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 ?

❖