313hi04

4

रासायनिक आबंधन

पाठ 2 में आपने परमाणु संरचना के विषय में पढ़ा और पाठ 3 में तत्वों का वर्गीकरण और परमाण्विक गुणधर्मों की आवर्तित के विषय में पढ़ा। आप जानते हैं कि अणु समान या विभिन्न तत्वों के दो या दो से अधिक परमाणुओं के संयोजन से बनते हैं। इस पाठ में आप पढ़ेंगे:

- परमाणु क्यों संयुक्त होते हैं?
- परमाणु किस-किस विधि द्वारा संयुक्त होते हैं?
- विभिन्न अणुओं की आकृति कैसी होती है?

रसायन विज्ञान के अगले भागों को पढ़ने पर आप जान पाएंगे कि इन प्रश्नों के उत्तर इस विषय के लिए कितने महत्वपूर्ण हैं।

उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप:

- स्थितिज ऊर्जा आरेख और अष्टक नियम की सहायता से आबंध के बनने को समझा सकेंगे,
- विभिन्न प्रकार के आबंधों की सूची बना पाएंगे,
- आयनिक आबंध की परिभाषा और उसके कुछ उदाहरण दे सकेंगे,
- कुछ सरल अणुओं की लुइस संरचना लिख सकेंगे,
- आयनिक यौगिकों के अभिलक्षणों की सूची बना पाएंगे,
- वोर्न हैबर चक्र का वर्णन कर सकेंगे।
- सहसंयोजी आबंध की परिभाषा और उसके कुछ उदाहरण दे सकेंगे,

- सहसंयोजी यौगिकों के अभिलक्षणों की सूची बना सकेंगे,
- आंबध ध्रुवीयता और द्विध्रुव-आधुर्व की बारे में बता सकेंगे,
- आबंध प्राचलों को बता सकेंगे,
- संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धांत (वी.एस.ई.पी.आर.)बता सकेंगे,
- वी.एस.ई.पी.आर. सिद्धांत की सहायता से अणुओं की ज्यामिति की प्रागुक्ति कर सकेंगे,
- परमाण्विक कक्षकों s, p और d के संकरण की व्याख्या कर सकेंगे और उदाहरणों से समझा सकेंगे,
- sp, sp^2, sp^3, sp^3d और sp^3d^2 संकरण वाले कुछ अणुओं की ज्यामिति का वर्णन कर सकेंगे,
- CH_4, C_2H_4 और C_2H_2 में σ और π आबंधों के बनने की व्याख्या कर सकेंगे,
- आण्विक कक्षक सिद्धांत की व्याख्या कर सकेंगे,
- अनुनाद के बारे में वर्णन कर सकेंगे,
- H_2, N_2, O_2 और F_2 अणुओं का आण्विक कक्षक विन्यास लिख सकेंगे,
- आबंध लम्बाई और आबंध कोटि की परिभाषा और उनके आपस में संबंध बता सकेंगे, और
- उदाहरणों की सहायता से हाइड्रोजन आबंधन की व्याख्या कर सकेंगे।

4.1 संयोजक इलेक्ट्रॉन

वाह्यतम कोष के इलेक्ट्रॉन आवंधन में भाग लेते हैं और संयोजन क्षमता को बताते हैं। परमाणु की संयोजकता इसलिए किसी भी परमाणु का वाह्यतम कोष इसका संयोजक कोष, कहलाता है और संयोजक कोष में उपस्थित इलेक्ट्रॉन, संयोजक इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं।

4.2 रासायनिक आबंध क्या है?

जब एक ही तत्व या अलग-अलग तत्वों के दो परमाणु पास आते हैं तो उनकी ऊर्जा अलग-अलग परमाणुओं की ऊर्जा के योग से कम हो जाती है। हम कहते हैं कि दो परमाणु संयुक्त हो गए हैं या दोनों के बीच आबंध बन गया है। यह आबंध, रासायनिक आबंध कहलाता है। अत: रासायनिक आबंध वह प्रभाव है जो ऊर्जा को घटाता है। परमाणु संयुक्त होकर अणु बनाते हैं जिनके गुणधर्म घटक परमाणुओं से बिल्कुल भिन्न होते हैं।

अब प्रश्न यह उठता है कि आबंध बनने से परमाणुओं की ऊर्जा कम कैसे हो जाती है? इसका उत्तर उनके इलेक्ट्रानिक विन्यास से मिलता है। आप जानते हैं कि उत्कृष्ट गैसें अन्य तत्वों से मिलकर यौगिक नहीं बनातीं। यह उनके बाह्य कोश में आठ इलेक्ट्रॉनों के कारण होता है; जो कि एक स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है (हीलियम में दो इलेक्ट्रान बाह्यतम कोश में होते हैं)। दो

परमाणुओं के बीच आबंध बनने से उन्हें स्थाई इलेक्ट्रानिक विन्यास प्राप्त हो जाता है। दो परमाणु (उत्कृष्ट गैसों के अलावा) संयुक्त होने पर निकटतम उत्कृष्ट गैस का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।

उत्कृष्ट गैसों का स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कई प्रकार से उपलब्ध किया जा सकता है: इलेक्ट्रान देकर, लेकर या सहभाजन द्वारा। तदानुसार विभिन्न प्रकार के आबंध बनते हैं, जैसे :

- आयनिक या वैद्युत संयोजक आबंध।
- सहसंयोजक आबंध।
- उपसहसंयोजी आबंध।

इनके अलावा एक विशेष प्रकार का आबंध होता है जो हाइड्रोजन आबंध कहलाता है। आइए, विभिन्न प्रकार के आबंधों, उनका बनना और उनके यौगिकों के गुणधर्मों के विषय में पढ़ें।

4.3 आयनिक या वैद्युत संयोजक आबंध

कोस्सल सिद्धांत के अनुसार आयनिक आबंध बनने के प्रक्रम में परमाणु उत्कृष्ट गैस का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इलेक्ट्रॉन देकर या लेकर प्राप्त करता है। आइए कोस्सल सिद्धांत के आधार पर NaCl के बनने का प्रक्रम देखें।

सोडियम परमाणु (परमाणु संख्या 11) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है 2, 8, 1. चूँकि यह अत्यधिक वैद्युत धनात्मक है। यह एक इलेक्ट्रॉन खोकर आसानी से निकटतम उत्कृष्ट गैस (नीयोन) परमाणु का स्थाई विन्यास प्राप्त करता है। इस प्रक्रम में वह धनावेशित Na धनायन (Na^+) बन जाता है।

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^- ; \qquad \Delta H = 493.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2,8,1 **2,8** **(ΔH एन्थैल्पी परिवर्तन है)**

दूसरी तरफ क्लोरीन परमाणु (इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 7) को आर्गन परमाणु के स्थाई विन्यास को प्राप्त करने के लिए केवल एक इलेक्ट्रॉन की आवश्यकता है। इस प्रक्रम में वह ऋणावेशित क्लोराइड ऋणायन (Cl^-) बनाता है।

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^- ; \qquad \Delta H = -379.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2,8,7 **2,8,8**

कोस्सल सिद्धांत के अनुसार, सोडियम परमाणु का एक इलेक्ट्रॉन क्लोरीन परमाणु पर स्थानांतरित हो जाता है और दोनों उत्कृष्ट गैस का विन्यास ग्रहण कर लेते हैं।

$$\underset{2,8,1}{Na} + \underset{2,8,7}{Cl} \longrightarrow \underset{2,8}{Na^+} + \underset{2,8,8}{Cl^-}$$

धनावेशित सोडियम आयन और ऋणावेशित क्लोराइड आयन स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा स्थायित्व ग्रहण करते हैं। इस प्रकार बना आबंथ आयनिक आबंध या वैद्युत संयोजक आबंध

कहलाता है। अत: आयनिक आबंध को धनायन और ऋणायन के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण बल के रूप में देखा जा सकता है। इस प्रकार बने यौगिक - आयनिक यौगिक या वैद्युत संयोजक यौगिक कहलाते हैं।

4.3.1 आयनी यौगिकों के निर्माण का ऊर्जा विज्ञान

ऊपर हमने इलेक्ट्रॉन के स्थानांतरण से कोस्सल द्वारा प्रतिपादित आयनिक यौगिक (NaCl) के निर्माण का वर्णन पढ़ा। आप पूछ सकते हैं कि जब क्लोरीन परमाणु क्लोराइड आयन बनने में कम ऊर्जा उत्सर्जित (इलेक्ट्रॉन बंधुता एन्थैल्पी) होती है और सोडियम परमाणु से सोडियम आयन बनने में अधिक ऊर्जा अवशोषित (आयनन एन्थैल्पी) होती है, तो आप कैसे कह सकते हैं कि NaCl निर्माण से ऊर्जा में कमी होती है? आपका प्रश्न सही है, पर आपको बताना चाहेंगे कि इसमें कोई अपवाद नहीं है। आइए आपके संशय को मिटाने के लिए पूरे प्रक्रम को ध्यान से देखें।

सोडियम और क्लोरीन से NaCl के निर्माण को कई चरणों में देखा जा सकता है। जैसे:

a) **पूर्ण ऊष्मा ऊर्ध्वपातन** - ठोस सोडियम से गैसीय सोडियम परमाणु

$$Na(s) \longrightarrow Na(g)\ ; \qquad \Delta H = 108.7\ kJ\ mol^{-1}$$

b) **आयनन एन्थैल्पी** - गैसीय सोडियम परमाणु से सोडियम आयन

$$Na(g) \longrightarrow Na^{+}(g) + e^{-}\ ; \qquad \Delta H = 493.8\ kJ\ mol^{-1}$$

c) **वियोजन ऊर्जा** - गैसीय क्लोरीन अणु से क्लोरीन परमाणु

$$\frac{1}{2}Cl_2(g) \longrightarrow Cl(g)\ ; \qquad \Delta H = 120.9\ kJ\ mol^{-1}$$

d) गैसीय क्लोरीन परमाणु का क्लोराइड आयन में परिवर्तन (इलेक्ट्रॉन का संकलन)

$$Cl(g) + e^{-} \longrightarrow Cl^{-}(g)\ ; \qquad \Delta H = -379.5\ kJ\ mol^{-1}$$

e) सोडियम और क्लोराइड आयन से NaCl निर्माण (क्रिस्टल या जालक का बनना)

$$Na^{+}(g) + Cl^{-}(g) \longrightarrow Na^{+}Cl^{-}(s)\ ; \quad \Delta H = -754.8\ kJ\ mol^{-1}$$

इस चरण में उत्सर्जित ऊर्जा जालक ऊर्जा कहलाती है।

नैट क्रिया होगी

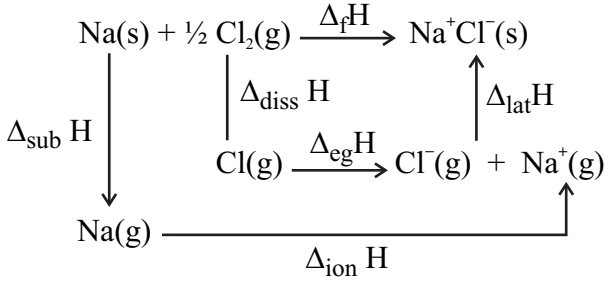
$$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \longrightarrow Na^{+}Cl^{-}(s)\ ; \quad \Delta H = -410.9\ kJ\ mol^{-1}$$

संभवन की पूर्ण ऊष्मा में परिवर्तन का परिकलन अन्य ऊर्जाओं का योग में परिवर्तन को लेकर किया जा सकता है।

$$\Delta H = (180.7 + 493.8 + 120.9 - 379.5 - 754.8) = -410.9\ kJ\ mol^{-1}$$

अत: हम देख सकते हैं कि सोडियम और क्लोरीन से NaCl बनने का प्रक्रम ऊर्जा को काफी कम कर देता है। यह युक्ति ऊर्जा के संरक्षण नियम का पालन करती है और यह बार्न हॉबर चक्र कहलाती है।

वोर्न हैबर चक्र



इसमें सम्मिलित पाँच विभिन्न प्रकार की ऊर्जाओं में से दो (पूर्ण ऊष्मा ऊर्ध्वपातन और वियोजन ऊर्जा) का मान बाकियों से कम होता है। इसलिए बाकी तीन ऊर्जा – आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रान बन्धुता और जालक ऊर्जा एक आयनिक यौगिक के बनने में महत्वपूर्ण भूमिका निभाती हैं। उपर्युक्त चर्चा के बाद हम कह सकते हैं कि आयनिक यौगिकों का बनना सुगमता से सम्भव होता है। यदि–

i. धातु की कम आयनन एन्थैल्पी हो;

ii. दूसरे तत्व की इलेक्ट्रान बंधुता अधिक हो (अधातु की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी); और

iii. जालक ऊर्जा अधिक हो।

4.3.2 आयनिक यौगिकों के अभिलाक्षणिक गुणधर्म

- ये क्रिस्टलीय ठोस होते हैं, इनके आयन नियमित त्रिविमीय संरचना बनाते हैं। ये आयनिक यौगिक कठोर और भंगुर होते हैं।
- आयनों के बीच प्रबल स्थिरवैद्युत अन्योन्य क्रियाओं के कारण इनके गलनांक और क्वथनांक उच्च होते हैं।
- ये जल में विलेय और अध्रुवी विलायकों जैसे ईथर, एल्कोहल में कम विलेय होते हैं।
- इनका जलीय विलयन और गलित अवस्था में ये विद्युत चालकता दिखाते हैं।

कोस्सल सिद्धांत आबंधन की अच्छी व्याख्या करता है परन्तु सीमित ठोस पदार्थों के लिए ही, जैसे वर्ग 1 और 2 के वैद्युत धनात्मक तत्वों के अत्यधिक वैद्युत ऋणात्मक तत्वों के साथ बने यौगिकों के लिए ही। दूसरी तरफ यह सिद्धांत SO_2 और O_2 जैसे यौगिकों के निर्माण की व्याख्या नहीं कर पाता। उदाहरणार्थ, O_2 में एक आक्सीजन परमाणु द्वारा दो इलेक्ट्रॉन देने और दूसरे ऑक्सीजन परमाणु द्वारा दो इलेक्ट्रान ग्रहण करने का कोई कारण नहीं दिखता। ऐसी समस्या लुईस की सहसंयोजन आबंधन सिद्धांत द्वारा हल की जा सकती है।

4.4 सहसंयोजन आबंध

कोस्सल की भांति लुईस ने भी माना कि परमाणु, आबंध निर्माण द्वारा उत्कृष्ट गैस का विन्यास ग्रहण करते हैं। हालांकि इस विन्यास को पाने का रास्ता अलग है। लुईस ने प्रतिपादित किया कि दोनों परमाणु 'इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन' द्वारा यह विन्यास ग्रहण करते हैं। दोनों परमाणु इस युग्म को एक-एक इलेक्ट्रान देते हैं। उदाहरणार्थ, हाइड्रोजन के दो परमाणु इलेक्ट्रॉनों को बिन्दुओं से निर्दिष्ट किया जाए तो हाइड्रोजन अणु का बनना इस प्रकार दिखाया जा सकता है:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H : H \longrightarrow H-H$$

यह सहभाजित युग्म दोनों परमाणुओं को स्थायित्व देता है और दोनों परमाणुओं के बीच आबंध बनाता है। ऐसा आबंध सहसंयोजन आबंध और इस प्रकार प्राप्त यौगिक सहसंयोजित यौगिक कहलाते हैं।

4.4.1 लुईस संरचना

सरल अणुओं में रासायनिक आबंधन निरूपित करने का लुईस ने आसान तरीका सुझाया। यह लुईस संरचना या लुईस इलेक्ट्रान-बिन्दु संरचना के नाम से जाना जाता है।

लुईस संरचना में प्रत्येक तत्व लुईस प्रतीक से निरूपित किया जाता है। यह प्रतीक संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को बिन्दुओं के रूप में तत्व के सामान्य रासायनिक प्रतीक के चारों ओर लिख कर बनाया जाता है। चूँकि इलेक्ट्रॉन को बिन्दु से निरूपित किया जाता है इसलिए इसे इलेक्ट्रॉन-बिन्दु संरचना कहते हैं। कुछ तत्वों के लुईस प्रतीक इस प्रकार हैं:

$$\cdot Li \;;\; \cdot Be \cdot \;;\; \cdot \dot{B} \cdot \;;\; \cdot \dot{\underset{\cdot}{C}} \cdot \;;\; :\dot{\underset{\cdot}{N}}\cdot \;;\; :\dot{\underset{\cdot}{O}}\cdot \;;\; :\dot{\underset{\cdot}{F}}\cdot \;;\; :\dot{\underset{\cdot}{Ne}}:$$

लुईस प्रतीक लिखते हुए आपने ध्यान दिया होगा कि पहले रासायनिक प्रतीक के चारों ओर अकेले बिन्दु लिखे जाते हैं फिर उन्हें युग्मित किया जाता है। अणुओं की लुईस संरचना भी इन्हीं प्रतीकों से लिखी जाती है।

NaCl के आयनिक आबंध

$$Na\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot}{Cl}}: \longrightarrow [Na]^{+}[:\dot{\underset{\cdot}{Cl}}:]^{-}$$

और HF का सहसंयोजन आबंध निर्माण इस प्रकार दिखाया जा सकता है

$$H\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot}{F}}: \longrightarrow H:\dot{\underset{\cdot}{F}}:$$

कभी-कभी विभिन्न परमाणुओं के इलेक्ट्रॉन भिन्न प्रतीकों से दर्शाये जाते हैं। उदाहरणार्थ, HF के निर्माण को इस प्रकार भी दिखाया जा सकता है:

$$H_x + \cdot\dot{\underset{\cdot}{F}}: \longrightarrow H_x:\dot{\underset{\cdot}{F}}:$$

यहाँ हाइड्रोजन का इलेक्ट्रॉन कांटे के चिह्न से और फ्लोरीन के इलेक्ट्रॉन बिन्दु से दर्शाये गए हैं। इलेक्ट्रॉनों के बीच कोई अन्तर नहीं है, यह मात्र आसानी के लिए किया गया प्रयास है।

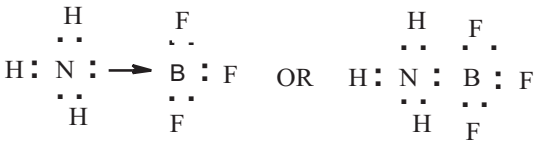
लुईस संरचना के अनुसार क्लोरीन परमाणुओं से क्लोरीन अणु का बनना इस प्रकार दिखाया जा सकता है:

यहाँ सात संयोजकता इलेक्ट्रॉन के साथ प्रत्येक क्लोरीन परमाणु सहभाजित युग्म को एक इलेक्ट्रॉन देता है। आबंध बनने के प्रक्रम में दोनों क्लोरीन परमाणुओं का विन्यास आर्गन वाला हो जाता है। इसी प्रकार ऑक्सीजन अणु के बनने में दो ऑक्सीजन परमाणु दो इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन करते हैं। यहाँ दोनों परमाणु दो इलेक्ट्रॉन देते हैं और इस प्रकार आठ इलेक्ट्रॉन या संयोजकता कोश में अष्टक प्राप्त कर लेते हैं।

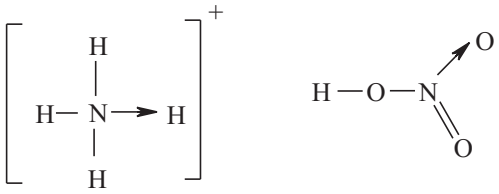
आपने देखा होगा कि दूसरे आवर्तक के तत्व आबंध बनने के बाद संयोजकता कोश में अष्टक प्राप्त कर लेते हैं। यह **अष्टक नियम** कहलाता है। आपने यह भी देखा होगा कि H_2 और Cl_2 में परमाणुओं के बीच एक रेखा है जबकि O_2 में परमाणुओं के बीच दो रेखाएँ हैं। ये रेखाएँ आबंध को निरूपित करती हैं। जब दो परमाणु एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन से आबंधित होते हैं तो उसे **एकल आबंध** कहते हैं। जब दो परमाणु दो इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन करते हैं (O_2 में) तो वे **द्वि-आबंध** से आबंधित होते हैं। नाइट्रोजन (N_2) में परमाणु **त्रि-आबंध** से जुड़े होते हैं क्योंकि वे तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन करते हैं। लुईस निरूपण में आबंध बनाने वाले इलेक्ट्रॉन **आबंधन इलेक्ट्रान** कहलाते हैं। आबंधन में भाग न लेने वाले इलेक्ट्रॉन का युग्म **एकाकी युग्म** कहलाता है। इलेक्ट्रॉन युग्म की प्रकृति अणु की आकृति निर्धारण में बहुत महत्वपूर्ण होती है। इसके बारे में हम भाग 4.4 में पढ़ेंगे।

4.4.2 उपसहसंयोजी आबंध

आपने पढ़ा कि परमाणुओं के बीच सहसंयोजी आबंध, प्रत्येक परमाणु द्वारा सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म को एक-एक इलेक्ट्रॉन देने से होता है। परन्तु कभी-कभी सहभाजित युग्म के दोनों इलेक्ट्रॉन एक ही परमाणु द्वारा दिए जाते हैं। एक आम उदाहरण, बोरोन ट्राइफ्लोराइड (BF_3) और अमोनिया (NH_3) के बीच आबंध बनने का है। BF_3 एक इलेक्ट्रॉन न्यून अणु है और एक इलेक्ट्रॉन युग्म ग्रहण कर सकता है। दूसरी ओर अमोनिया इलेक्ट्रॉन समृद्ध अणु है। इसके नाइट्रोजन परमाणु पर इलेक्ट्रॉन का एकक युग्म होता है जिसे वह दे सकता है। इलेक्ट्रॉन समृद्ध अमोनिया इलेक्ट्रॉन न्यून BF_3 को एक इलेक्ट्रॉन युग्म दे देता है। ऐसे इलेक्ट्रॉन दाता-ग्राही आबंध उपसहसंयोजी आबंध कहलाते हैं।



उपसहसंयोजी आबंध तीर द्वारा निरूपित किया जाता है जो कि दाता-परमाणु से ग्राही परमाणु की ओर निर्दिष्ट करता है। उपसहसंयोजी आबंध, सहसंयोजी आबंध जितने ही प्रबल और ध्रुवीय होते हैं। इनमें अन्तर केवल इनके निर्माण में है। एक बार बनने के बाद इनमें अन्तर नहीं किया जा सकता। HNO_3 और NH_4^+ आयन भी उपसहसंयोजक आबंध के ही उदाहरण हैं:



पाठगत प्रश्न 4.1

1. वैद्युतसंयोजक आबंध की परिभाषा दीजिए।
2. लुईस सिद्धांत के अनुसार नाइट्रोजन के दो परमाणुओं से नाइट्रोजन अणु का बनना दिखाइए।
3. ध्रुवीय सहसंयोजी आबंध क्या होता है? दो उदाहरण दीजिए।
4. उपसहसंयोजी आबंध क्या होता है? यह सहसंयोजी आबंध से किस प्रकार भिन्न होता है?

4.4.3 सहसंयोजी यौगिकों के अभिलाक्षणिक गुणधर्म

- सहसंयोजी यौगिकों में अणुओं के बीच अन्योन्य बल बहुत प्रबल नहीं होते। अत: इनका गलनांक और क्वथनांक कम होता है।
- इनमें आयनों की उपस्थिति नही होने के कारण, ये विद्युत चालकता बहुत कम दर्शाते हैं।
- साधारणतया ये जल में अविलेय होते हैं और अध्रुवीय विलायक जैसे- बेन्जीन, कार्बन टेट्राक्लेराइड आदि में घुलनशील होते हैं।

4.4.4 ध्रुवीय सहसंयोजी आबंध

रासायनिक आबंध में सहभाजित अलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं के नाभिक द्वारा आकर्षित होता है। किसी अणु का इलेक्ट्रॉन बिन्दु सूत्र लिखते समय सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं के बीच में दिखाया जाता है जिसका अर्थ है कि वह युग्म दोनों परमाणुओं द्वारा बराबर आकर्षित हो रहा है। लेकिन विभिन्न प्रकार के परमाणु सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म को अलग-अलग मात्रा

में आकर्षित करते हैं। किसी अणु में अधिक वैद्युतऋणात्मक परमाणु सहभाजित बराब नहीं होता और सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक वैद्युतऋणात्मक क्लोरीन परमाणु की ओर अधिक आकर्षित होता है। इलेक्ट्रॉन युग्म के इस असमान सहभाजन के कारण आबंध ध्रवीय हो जाता है या आंशिक आयनों प्रकृति का हो जाता है।

जब वैद्युतऋणात्मकता का अंतर बहुत अधिक होता है तो इलेक्ट्रॉन युग्म व्यावहारिक रूप में एक ही परमाणु से प्रभावित होता है। दूसरे शब्दों में आबंध का पूर्ण ध्रचीवरण हो जाता है यानि वह आयनिक आबंध बन जाता है। अत: लुई सिद्धांत हालांकि सहसंयोजी आबंध की व्याख्या के लिए है परन्तु वह आयनिक यौनिकों के निर्माण को भी समझा सकता है।

4.4.5 आवंध ध्रुवीयता और द्विध्रुवीय आघुर्ण

दो परमाणओं के बीच में साझे युग्म होने से सहसंयोजक आवंध बनता है, जिसमें प्रत्येक परमाणु एक इलेक्ट्रॉन देता है। यदि दो परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकता एक समान होती है तो दो आवंधित परमाणुओं में एक बराबर साझेदारी होती है (चित्र 1 देखें) यह स्थिति जब दोनों परमाणु एक ही तत्व जैसे H_2, Cl_2, O_2, N_2 इत्यादि में मिलती है। इस प्रकार का आबंध शुद्ध सहसंयोजक आवंध होता है। यह प्रकृति में अध्रुवीय होता है। लेकिन यदि दो आवंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकता भिन्न होती है, जैसे कि HCl; तंब साझा इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक विद्युत ऋणात्मक परमाणु की तरफ विस्थापित हो जाता है, अर्थात् क्लोरीन कि तरफ। इसके परिणामस्वरूप क्लोरीन परमाणु के ऊपर छोटा ऋणात्मक आवेश (δ^-)उत्पन्न हो जाता है और हाइड्रोजन परमाणु के ऊपर बराबर धनात्मक आवेश (δ^+)। HCl में सहसंयोजक आवंध ध्रुवीय सहसंयोजक आवंध होता है। यह शुद्ध सहसंयोजक आवंध नहीं होती है, इसमें कुछ आयनिक लक्षण होता है–

	δ^+ δ^-
H : H	H : Cl
(अ)	(ब)

चित्र 4.1: (अ) अध्रुवीय या शुद्ध सहसंयोजक आवध (ब) ध्रुवीय सहसंयोजक आवंध

आयनिक लक्षण का दो परिमाण आवंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मक के अन्तर पर निर्भर करता है। यदि यह अन्तर 1.7 है तो अवधि 50% आयनिक लक्षण होते हैं। यदि 1.7 से कम है तो 50% से कम आयनिक लक्षण होते हैं और यदि अन्तर 1.7 से अधिक होते है तो 50% से अधिक आयनिक लक्षण होते हैं।

द्विध्रुव आघूर्ण

सहसंयोजक आवंध में आवेश अलगाव के परिणामस्वरूप विद्युतीय द्विध्रुव बनते हैं (दो बराबर, लेकिन विपरीत आवेश)। प्रत्येक विद्युतीय द्विध्रुव को इसके द्विध्रुव आघुर्ण से अभिलक्षित किया जाता है। इसे इस प्रकार परिभाषित किया जाता है–

द्विध्रुव आघूर्ण (μ) =आवेश (Q) का परिमाण × आवेश पृथक्करण की दूरी (r)

इसकी इकाई मात्रक डीबाए, (D) है। इसकी एस आई इकाई कुलम्ब-मीटर (Cm) है। दो इकाईयां इस प्रकार सम्बन्धित होती है

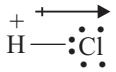
$$1D = 3.336 \times 10^{-30}\ Cm$$

द्विध्रुव आघुर्ण दो आवंधित परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मक के अंतर पर निर्भर करता है। इसे नीचे दिए गए सारणी से देखा जा सकता है-

सारणी 4.1

आवंध	हैलोजन परमाणु की विद्युत ऋणात्मक	द्विध्रुव आघूर्ण/D
H–F	4.0	1.90
H–Cl	3.0	1.04
H–Br	2.8	0.79
H–I	2.5	0.38

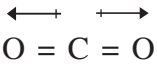
द्विध्रुव आघूर्ण एक सादिश राशि है, क्योंकि इसमें दोनों दिशा तथा परिमाण होते हैं। इसे द्विध्रुव का संकेत ($\longleftrightarrow$) से दर्शाया जाता है, जिसके धनात्मक केंद्र पर पूछ और सिरा ऋणात्मक केद्र की तरफ उन्मुख रहता है। उदाहरण के लिए HCl के द्विध्रुव आघूर्ण को इस प्रकार दर्शाई जाती है-



बलों के जैसे ही द्विध्रुव आघूर्ण सदिश जोड़े और घटाए जा सकते हैं। ऐसा करके अणु के संपूर्ण द्विध्रुव आघूर्ण की गणना की जा सकती है। आइए, इसे समझने के लिए हम कुछ उदाहरण लेते हैं-

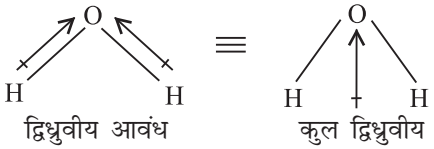
(i) **कार्बनडाईऑक्साइड , CO_2**

CO_2, रेखीय त्रिपरमाणुक अणु है। प्रत्येक C = O आबंध ध्रुवीय होता है, ऑक्सीजन परमाणु पर आबंध ध्रुव का ऋणात्मक छोर होता है-



दोनों C = O आवंधों के द्विध्रुवों का परिमाण एक समान, लेकिन विपरीत दिशा में होता है, इसलिए एक-दूसरे के प्रभाव को समाप्त कर देते हैं। अतः CO_2 का कुल द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है।

(ii) **जल, H_2O**



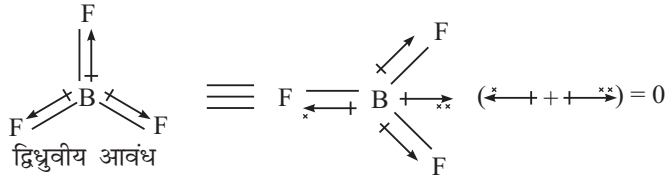
H_2Oअरेखीय या वंकित त्रिपरमाणु अणु होते है। प्रत्येक H–O आवंध ध्रवुीय सहसंयोजक आवंध होता है और इसमें द्विध्रुव आघूर्ण होता है। यद्यपि दोनों का परिमाण में द्विध्रुव एक समान होता है, लेकिन अरेखीय आकृति होने के कारण एक-दूसरे को नष्ट नहीं कर पाते हैं। H_2O का कुल द्विध्रुव आघूर्ण 1.85D या 6.17×10^{-3} Cm होता है। इसे इस प्रकार गणना कर सकते हैं।

जल का कुल द्विध्रुव आघूर्ण $\mu = q \times r = 1.85\ D = 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30}$ Cm

$= 6.17 \times 10^{-30}$ Cm

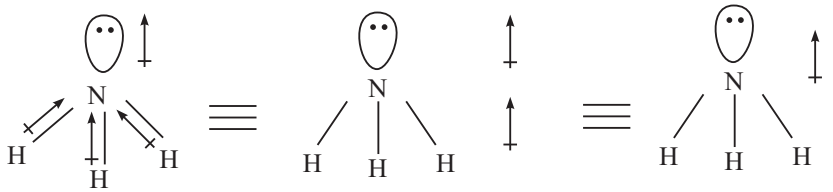
(iii) वोरान ट्राइफ्लोराइड, BF_3

यद्यपि B–F आवंध धुव्रीय होते हैं। इस अणु में B–F आबंध 120° के कोण पर होते हैं। आबंध आघूर्ण समान एवं विपरीत दिशा में होने के कारण इनके कुल सदिश योग शून्य के बराबर होते हैं। जैसा की चित्र (ख) में दिखाया गया है। इसी कारण BF_3 का द्विध्रुव आघूर्ण शुन्य होता है।



(iv) अमोनिया, NH_3

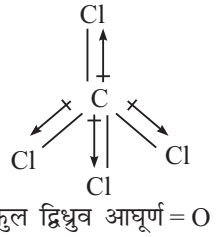
NH_3 की संरचना पिरेमिडल होती है, जो कि तीन N–H आवंधों की असमयित व्यवस्था करता है। प्रत्येक N–H आवंध में नाइट्रोजन ऋणात्मक केंद्र और हाइड्रोजन धनात्मक केंद्र होते हैं। तीन N–H आवंधों के अतिरिक्त नाइट्रोजन परमाणु पर इलेक्ट्रॉन का एकाकी युग्म होता है, इसका भी कक्षक द्विध्रुव आघूर्ण होता है, जिसमें इलेक्ट्रॉन युग्म ऋणात्मक केंद्र होता है।



अमोनिया का कुल द्विध्रुव आघूर्ण 1.47D (4.90×10^{-30} Cm) होता है।

(v) कार्बन टेट्राक्लोराइड, CCl_4

समयित चतुष्फलकीय आकृति के कारण इसका द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है।



4.4.6 आयोनिक आबंध में सहसंयोजक लक्षण

पहले के अध्ययन में हमने देखा कि अधिकांश सहसंयोजक आंवध में कुछ आयनिक लक्षण होते हैं। इसी प्रकार आयनिक आवंधों में भी कुछ सहसंयोजक लक्षण होते हैं। आयनिक आवंध में सहसंयोजक लक्षण की उत्पत्ति वैद्युत आवेश के प्रभाव में इलेक्ट्रॉन कम्र की विकृति के कारण होती है। इलेक्ट्रॉन अग्र का यह गुण इसकी ध्रुवणीयता कहलाती है और इलेक्ट्रॉन अग्र की विकृति ध्रुवण कहलाती है। वैद्युत आवेश की शक्ति जो कि इलेक्ट्रॉन अग्र को विकृत करती है, ध्रुवण शक्ति कहलाती है। एक आयनिक यौगिक में इलेक्ट्रॉन की हानि या ग्रहण करने से क्रमश: धनायन और ऋणायन बनते हैं। प्रत्येक आपन दूसरे के इलेक्ट्रॉन अग्र को विकृत करने की कोशिश करता है।

सामान्यत: छोटा आकार और उच्च आवेश घनत्व के कारण धनयायनों की ध्रुवण क्षमता अधिक होती है। ऋणायन आसानी से ध्रुवित हो जाते हैं। बड़े आकार के कारण ऋणायानों में धनायानों की अपेक्षा नाभिक से इलेक्ट्रॉन शिलता से बंधे होते हैं। धनायन ऋणायन के इलेक्ट्रॉन अग्र को आकर्षित करते हैं और इसके परिणामस्वरूप ध्रुवण होता है और इलेक्ट्रॉन अग्र दो आयनों की बीच धनायन की ओर फैल जाता है। इस प्रकार धनायन द्वारा इलेक्ट्रॉन का खोना ऋणायन से पूर्ण रूप में संबंधित नहीं होता है, लेकिन आंशिक रूप में धनायन की ओर वापस आ जाता है और इसे साझा हो जाता है। इसके परिणामस्वरूप आयनिक आवंध में कुछ सहसंयोजक आवंध के लक्षण आ जाते हैं। जितना अधिक ध्रुवण उतना ही अधिक सहसंयोजक लक्षण।

फैजान ने कुछ मुलानुपारी नियम दिए जो कि ध्रुवण प्रक्रम का वर्णन करता है। ये नियम फाजान्स (Fajans) के नियमों से जाना जाता है, जो कि नीचे दिए गए हैं। निम्नलिखित कारक आयनिक आवंध में सहसंयोजक लक्षण की वृद्धि करते हैं।

(i) छोटा धनायन

(ii) बड़ा ऋणायन

(iii) धनायन के ऊपर उच्च धनात्मक आवेश

(iv) $(n-1)d^x ns^0$ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (प्रमुख रूप से संक्रमण धातु धनायन) एक समान आकार और आवेश के धनायन की अपेक्षा लेकिन ns^2np^6 (उत्कृष्ट गैस) विन्यास

4.4.7 सहसंयोजक आबंध प्राचल

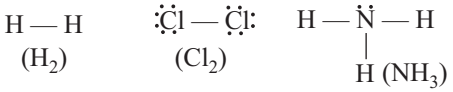
प्रत्येक सहसंयोजक आवंध निम्नलिखित प्रचालों से अभिलक्षिति किया जाता है जो कि सहसंयोजक प्राचंल कहलाते हैं। आइए इसे इस प्रकार समझते हैं।

(1) आवंध कोटि

एक अणु और आयन में दो परमाणुओं के बीच में उपस्थित आवंधों की संख्या आवंध कोटि कहलाती है। सामान्यत: आवंध कोटि का समाकल मान होता है, उदाहरण के लिए

आबंध कोटि = 1

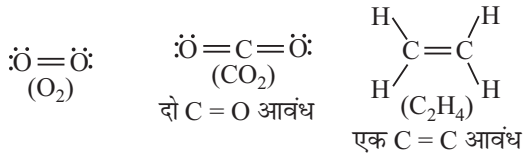
जब दो आवंधित परमाणुओं के बीच में केवल एकल आवंध (सीग्मा आवंध) होता है तो आवंध कोटि 1 (एक) होती है। ये एकल आवंध कहलाते हैं। उदाहरण के लिए



NH_3 के अणु में तीन एकल N–H आवंध होते हैं। अत: एक N–H आवंध का आवंध कोटि 1 है।

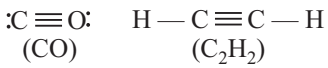
आवंध कोटि = 2

जब दो आवंधित परमाणुओं के बीच में दो सहसंयोजक आवंध, एक सिग्मा और एक पाई आवंध होते हैं तो आवंध कोटि-2 (दो) होती है। ये द्विआवंध कहलाते हैं। उदाहरण के लिए-



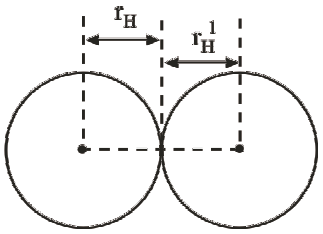
आवंध कोटि = 3

जब दो आवंधित परमाणुओं के बीच में तीन सहसंयोजक आवंध बनते हैं तो आवंध कोटि 3 (तीन) होती है। इनमें से एक सीग्मा तथा दो पाई आवंध होते हैं। ये त्रिआबंध कहलाते हैं। उदाहरण के लिए-



(2) आवंध की लंबाई

दो आवंधित परमाणुओं के नाभिक के बीच में दूरी को आवंध की लंबाई कहते हैं। इसे पीकोमीटर (pm) में मापा जाता है। आवंध की लंबाई आवधिक परमाणुओं के आकार पर निर्भर करती है और आवंध की आवध कोटि इन्हें जोड़ती है। अधिक आवंध कोटि अधिक होती है तो आवंध की लंबाई कम होती है



$R = r_H + r_H^1$

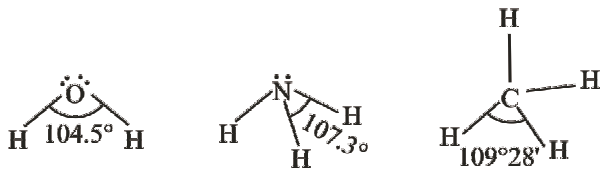
जहाँ R आबंध की लम्बाई है तथा r_H एवं r_H^1 दो H परमाणुओं की ससंयोजी त्रिज्याएँ हैं।

आवंध	आवंध की लंबाई/pm	आवंध	आवंध लंबाई/pm
H–H	74	O=O	121
H–F	92	N≡N	109
H–Cl	127	C–C	154
H–Br	141	C=C	134
H–I	160	C≡C	120
		C=O	122

(3) आवंध कोण

यह अणु में दो आवंधों के बीच का कोण होता है, क्योंकि सहसंयोजक आवंध दो कक्षकों के अतिव्यापन से बनते हैं, इन्हें दो कक्षकों की बीच के कोण के रूप में परिभाषित किया जा सकता है, जिनमें आवंधित इलेक्ट्रॉन होते हैं और दूसरे परमाणुओं के साथ अतिव्यथित होते हैं। दो आवंधों या आवंधित कक्षकों के बीच में नीचे दर्शाया गया है–

H_2O अणु में दो O–H आवंधों के बीच में 104.5° का कोण NH_3 अणु में N–H आवंधों की बीच में 107.3° डिग्री और C–H में CH_4 आवंधों की बीच में 109°28' का कोण होता है, जैसा कि निचे चित्र में दिखाया गया है।



(4) आवंध एंथैल्पी $\Delta_a H$

एक विशेष प्रकार के गैसियस अणु के एक मोल के आवंधों को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा की मात्रा आवंध एथैल्सी कहलाती है। यह आवंध वियोजन एंथैल्पी भी कहलाती है और यह एक विशेष प्रकार के केवल एक आवंध वाले सामान्य अणुओं में ही लागू होती हैं। उदाहरण के लिए Cl_2 ये Cl–Cl पर आवंध की 243 kJ mol^{-1} O_2 में O=O की 498 kJ mol^{-1} और N_2 में छञ्छ की 946 kJ mol^{-1} आवंध एथैल्पी होती है।

इस परिभाषा को उन अणुओं के लिए जिनमें एक ही प्रकार के एक से अधिक आवंध होते हैं, के लिए प्रयोग करने में मुश्किल होती है। H_2O में दो O–H आवंध होते हैं, दो तोड़ने के लिए विभिन्न मात्रा की ऊर्जा की आवश्यकता होती है-

$$H_2O(g) \longrightarrow H(g) + OH(g) \quad \Delta_a H_1^0 = 502 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$OH(g) \longrightarrow H(g) + O(g) \quad \Delta_a H_2^0 = 427 \text{ kJ mol}^{-1}$$

इसी प्रकार NH_3 में तीन N–H आवंध और CH_4 में चार C–H आबंध होते हैं। इनमें से प्रत्येक आबंध को तोड़ने के लिए विभिन्न मात्रा की ऊर्जा की आवश्यकता होती है। ऐसी स्थिति में औसतन आवंध एथैल्पी ली जाती है। इसे परिभाषित किया जाता है जैसे कि गैसियस परमाणुओं में एक मोल आवंध के प्रत्येक आवंध वियोजित करने के लिए औसतन ऊर्जा।

$$\text{औसतन आवंध एथैल्पी} = \frac{\text{एक मोल के गैसियल अणुओं विशेष प्रकार के आवंधों को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा}}{\text{कुल टूटने वाले आवंधों की मोल संख्या}}$$

उदाहरण के लिए पानी के अणु के लिए

$$\text{O–H आवंध की औसतन एथैल्पी} = \frac{502 + 427}{2} = 464.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

कुल आवंध एथैल्पी केमान नीचे सारणी दिए गए हैं।

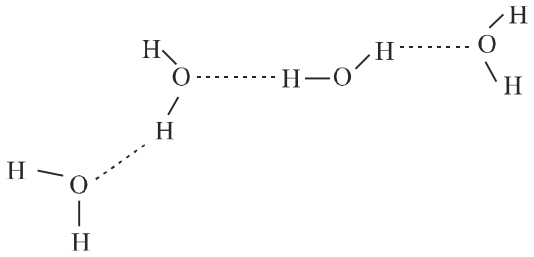
सारणी 4.3

आवंध	आवंध एथैल्पी/kJ mol^{-1}	आवंध	आवंध एथैल्पी/kJ mol^{-1}
H–H	436	N≡N	946
H–C	414	O=O	498
H–N	391	C–C	347
H–O	464	C=C	611
N–N	159	C≡C	837
O–O	138	C≡N	891
F–F	157	C–Cl	330

4.5 हाइड्रोजन आबंधन

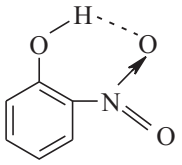
यह किसी प्रबल वैद्युतऋणात्मक परमाणु (जैसे नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, फ्लोरीन आदि) से आबंधित हाइड्रोजन परमाणु और दूसरे वैद्युतऋणात्मक पर उपस्थित असहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म के बीच एक विशेष प्रकार का आकर्षण बल है। हाइड्रोजन आबंध बहुत प्रबल आबंध नहीं है, इसका हाइड्रोजन आबंधन कई जैवअणुओं जैसे प्रोटीन और न्युक्लिक एसिड की संरचना और कार्य प्रणाली में महत्वपूर्ण भूमिका अदा करता है।

आबंध ऊर्जा मात्र 4–25kJmol^{-1} होती है। यह सहसंयोजी आबंध की तुलना में बहुत कम है क्योंकि सहसंयोजी आबंध को तोड़ने के लिए सैकड़ों kJmol^{-1} ऊर्जा की आवश्यकता होती है। परन्तु यह इतना प्रबल है कि यह H_2O और HF आदि का क्वथनांक बढ़ा देता है। हाइड्रोजन आबंधन के कारण ही पानी द्रव अवस्था में पाया जाता है। बर्फ के कम घनत्व को भी हाइड्रोजन आबंधन के आधार पर समझाया जा सकता है।

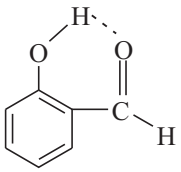


H—F····· H—F ····· H—F ·····H—F

हाइड्रोजन और दूसरे वैद्युतऋणात्मक परमाणु के बीच वैद्युतऋणात्मकता के अन्तर के कारण दोनों के बीच का आबंध ध्रुवीय हो जाता है। हाइड्रोजन परमाणु पर धनात्मक आवेश और वैद्युतऋणात्मक परमाणु पर ऋणात्मक आवेश आ जाता है। हाइड्रोजन आबंधन इन दोनों आवेशित परमाणुओं के बीच स्थिरवैद्युत अन्योन्य क्रिया के कारण बनता है। दूसरा वैद्युतऋणात्मक परमाणु उसी अणु में उपस्थित हो सकता है या वह दूसरे अणु में हो सकता है। इसके अनुसार हाइड्रोजन आबंध दो प्रकार के होते हैं। यदि हाइड्रोजन आबंध दो अलग अणुओं के बीच बनता है तो वह अन्तराअणुक हाइड्रोजन आबंध कहलाता है। यदि हाइड्रोजन आबंध उसी एक अणु में बन रहा है तो वह अन्तरअणुक हाइड्रोजन आबंध होता है। सेलिसिलएल्डीहाइड और o-नाइट्रोफीनोल वे अणु हैं जो अन्तरअणुक हाइड्रोजन आबंधन दर्शाते हैं जबकि पानी में अन्तराअणुक हाइड्रोजन आबंधन होता है।



o-नाइट्रोफीनोल



सेलिसिलएल्डीहाइड

4.6 संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धांत (वी.एस.ई.पी.आर. सिद्धांत)

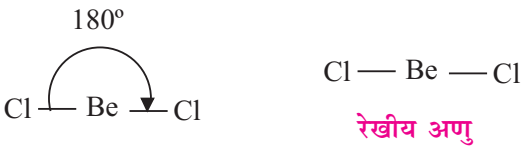
किसी अणु में घटक परमाणुओं की एक दूसरे के सापेक्ष निश्चित स्थिति होती है, यानि अणु की एक निश्चित आकृति होती है। अब तक हमने जो आबंधन के सिद्धांत पढ़े उनमें अणुओं की आकृति की कोई बात नहीं की गई है। सन् 1940 में सिडविक और पॉवल ने अणुओं की आकृति का वर्णन करने के लिए एक सरल सिद्धांत वी.एस.ई.पी.आर. सिद्धांत दिया। सन् 1957 में नैहोम और गिलस्पी ने इसको और आगे बढ़ाया और बेहतर बनाया। यह सिद्धांत अणु के

केन्द्रीय परमाणु के संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों पर केन्द्रित है और इसे दो अभिधारणाओं द्वारा दिया जा सकता है:

अभिधारणा 1

किसी अणु के केंद्रीय परमाणु में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्म (आबंधन युग्म और अनाबंध युग्म दोनों) अपने आप को इस प्रकार व्यवस्थित करते हैं कि उनके बीच न्यूनतम प्रतिकर्षण हो। दूसरे शब्दों में, किसी अणु के रासायनिक आबंधों की ऊर्जा तभी सबसे स्थाई होगी जब आबंध एक दूसरे से अधिकतम दूरी पर हों। आइए कुछ उदाहरण देखें–

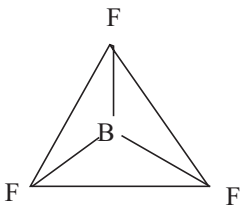
$BeCl_2$: यह एक सरल त्रिपरमाणुक अणु है। इस अणु के केंद्रीय परमाणु बेरिलियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2\ 2s^2$ है। इसके संयोजकता कोश में दो इलेक्ट्रॉन हैं। सहसंयोजी आबंध बनने के प्रक्रम में दो इलेक्ट्रॉन दो क्लोरीन परमाणुओं द्वारा इसके संयोजकता कोश में दिए जाते हैं। (प्रत्येक क्लोरीन परमाणु एक इलेक्ट्रॉन देता है)। अत: अब कुल 4 संयोजक इलेक्ट्रॉन या संयोजक इलेक्ट्रॉन के दो युग्म हैं। उपर्युक्त धारणा के अनुसार ये इलेक्ट्रॉन युग्म अधिकतम दूरी पर रहना चाहेंगे। इसके लिए वे 180^o कोण पर व्यवस्थित होते हैं जिसके कारण अणु रेखीय आकृति का होता है।



रेखीय अणु

इस प्रकार के अन्य अणुओं की आकृति भी समान होगी।

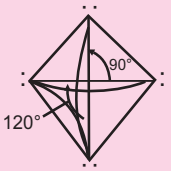
BF_3 : बोरोन ट्राइफ्लोराइड के केंद्रीय परमाणु, बोरोन इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ है। अत: इसके संयोजकता कोश में तीन इलेक्ट्रॉन हैं। तीन फ्लोरीन परमाणुओं के साथ सहसंयोजी आबंध बनाने के प्रक्रम में इसके संयोजकता कोश में तीन इलेक्ट्रान और आ जाते हैं (प्रत्येक फ्लोरीन का एक इलेक्ट्रान)। अत: इसके संयोजकता कोश में 6 इलेक्ट्रॉन या 3 इलेक्ट्रॉन युग्म होते हैं)VSEPR धारणा के अनुसार ये अधिकतम दूरी पर होंगे, अत: इनके बीच 120^o का कोण बन जाता है और इनके अणु की आकृति समबाहु त्रिभुज की होती है।



समबाहु त्रिभुज आकृति

अत: संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉनों की संख्या के आधार पर विभिन्न अणुओं की भिन्न आवृतियाँ होंगी। केंद्रीय परमाणु में चारों ओर उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों की विभिन्न संख्याओं के लिए विभिन्न ज्यामितीय आकृतियाँ होंगी जोकि सारणी 4.4 में दी गई हैं।

सारणी 4.4: केंद्रीय परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन युग्मों की ज्यामितीय व्यवस्था

अणु का प्रकार	इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या	ज्यामितीय संरचना		उदाहरण
AX_2	2	रेखीय		$HgCl_2$, BeH_2
AX_3	3	समबाहु त्रिभुज		BF_3, BCl_3
AX_4 $SiCl_4$	4	चतुष्फलकीय		CCl_4, CH_4,
AX_5	5	त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी		PCl_5, PF_5
AX_6	6	अष्टफलकीय		SF_6, PF_6^-

अभिधारणा 2

दो आबंध युग्मों के बीच प्रतिकर्षण सबसे कम होगा, इससे अधिक एक आबंध युग्म और एक एकक युग्म के बीच होगा और सबसे अधिक दो एकक युग्मों के बीच होगा। विभिन्न सम्भावनाओं के लिए प्रतिकर्षण बल का क्रम इस प्रकार होगा:

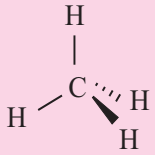
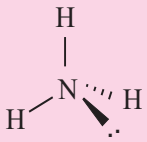
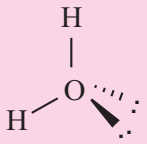
एकक युग्म-एकक युग्म > एकक युग्म-आबंध युग्म > आबंध युगम-आबंध युग्म

सारणी 4.1. में दिए गए अणुओं की आकृतियाँ उन अणुओं के संगत हैं जिनमें केवल आबंध युग्म है। जिन अणुओं में एकक युग्म और आबंध युग्म दोनों हैं उनकी आकृतियाँ ऊपर दी गई आकृतियों से विकृत हो जाती हैं।

आइए उदाहरण के लिए तीन अणु लें - मीथेन, अमोनिया और पानी। तीनों के लिए केंद्रीय परमाणु के चारों ओर 4 इलेक्ट्रॉन युग्म होते हैं। परन्तु इन चार युग्मों की प्रकृति इन तीनों अणुओं में भिन्न है। मीथेन अणु के केंद्रीय परमाणु कार्बन में 4 संयोजकता इलेक्ट्रॉन हैं और यह चार इलेक्ट्रॉन चार हाइड्रोजन परमाणुओं के साथ सहभाजन करता है। अत: इसमें चार आबंध युग्म हैं और सारणी 4.1 के अनुसार इसकी आकृति चतुष्फलकीय होनी चाहिए। अमोनिया में भी चार इलेक्ट्रॉन युगम हैं पर उनकी प्रकृति भिन्न है। इनमें से तीन आबंध युग्म हैं और एक एकक युग्म। इसी प्रकार

पानी में भी चार इलेक्ट्रॉन युगम हैं– दो आबंध युग्म और दो एकक युग्म। आबंध-युग्म-आबंध युग्म और एकक युग्म-आबंध युग्म के बीच आपसी प्रतिकर्षण की मात्रा भिन्न होने के कारण अणुओं की आकृति आपेक्षित चतुष्फलकीय से कुछ विकृत होगी। इन तीन अणुओं के इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या उनकी प्रकृति और आकृति सारणी 4.5 में दी गई है।

सारणी 4.5: चार इलेक्ट्रॉन युग्मों वाले अणुओं की आण्विक ज्यामितियाँ जिनमें एकाकी युग्मों और आबंध युग्मों के विभिन्न संयोजन हैं

अणु	आबंध युग्मों की संख्या	एकक युग्मों की संख्या	आण्विक ज्यामिती	आण्विक आकृति	आबंध कोण (डिग्री में)
CH_4	4	0	चतुष्फलकीय		109.5
NH_3	3	1	त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी		107
H_2O	2	2	बेन्ट		104.5

अब तक हम दो परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन स्थानांतरण (आयनिक आबंध) या सहभाजन (सहसंयोजक आबंध) द्वारा रासायनिक आबंध बनने के विषय में पढ़ चुके हैं। आबंध बनने का प्रक्रम और सरल अणुओं में आबंधन, बिन्दु संरचनाओं द्वारा आसानी से निरूपित किया जा सकता है। आगे VSEPR सिद्धांत अणुओं की आकृति को दिखाने का अच्छा प्रयास है। परन्तु क्या आपने ध्यान दिया? हम इलेक्ट्रॉन को बिन्दु से निरूपित कर रहे हैं यानि स्थानिक कण। यह पाठ 3 में पढ़े गए प्रायिक (कक्षक) इलेक्ट्रॉन निरूपण के विरुद्ध जाता है। आइए, परमाणु के तरंग-यांत्रिकी निरूपण के नए सिद्धांतों के आधार पर आबंध निर्माण के प्रक्रम की व्याख्या करें।

पाठगत प्रश्न 4.2

1. VSEPR सिद्धांत की मौलिक अभिधारणाएँ क्या हैं?
2. VSEPR सिद्धांत के अनुसार मीथेन (CH_4) की आकृति की प्रागुक्ति कीजिए।
3. यदि, दो परमाणुओं के बीच में विद्युतणात्मक का अतंर एक अणु में 1.7 है तो उसमें कितना प्रतिषत आयोनिक और सहसंयोजक आंबध होगा?
4. NF_3 का द्विध्रुवीय आघूर्ण NH_3 की तुलना में कम होता है, क्यों?
5. निम्नलिखित को उनके बढ़ते हुए आबंध कोरी के क्रम में सरकाएँ। N_2, F_2, O_2.

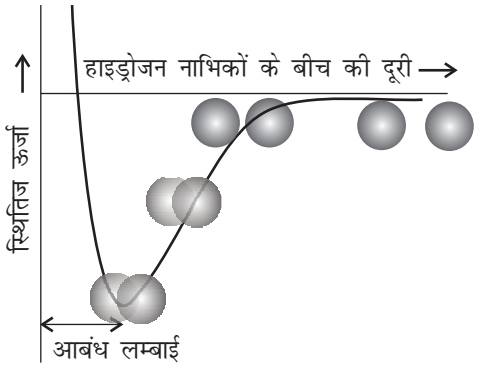
4.7 रासायनिक आबंधन के आधुनिक सिद्धान्त

कोस्सल और लुईस द्वारा प्रतिपादित (1916) रासायनिक आबंधन का सिद्धांत, आबंधन का शास्त्रीय सिद्धांत जाना जाता हैं। ये तरंग यांत्रिकी या क्वांटम यांत्रिकी नियमों को आधार नहीं बनाते हैं। परमाण्विक संरचना के क्वांटम यांत्रिकी मॉडल के विकास के बाद परमाणुओं के बीच आबंधन को समझाने के लिए दो और सिद्धांत प्रतिपादित किए गए। ये रासायनिक आबंधन के आधुनिक सिद्धांत कहलाते हैं। ये हैं संयोजकता आबंध सिद्धांत और आण्विक कक्षक सिद्धांत। आइए इन सिद्धांतों को संक्षेप में पढ़ें।

4.7.1 संयोजकता आबंध सिद्धांत (VBT)

सन् 1927, में हीटलर और लन्दन ने हाइड्रोजन परमाणुओं से हाइड्रोजन अणु के निर्माण की व्याख्या के लिए संयोजकता आबंध सिद्धांत का प्रतिपादन किया। लाइनस पॉलिंग ने इसका आगे विस्तार किया। रासायनिक आबंध बनने के प्रक्रम में जब दोनों परमाणु निकट आते हैं तो उनके परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन होता है, ऐसा इस सिद्धांत से प्रतिपादित है। आबंध की प्रबलता कक्षकों के अतिव्यापन की मात्रा और प्रभावकारी होने पर निर्भर करती है, जितना अधिक अतिव्यापन होगा, आबंध उतना ही प्रबल होगा। आइए हाइड्रोजन अणु के आबंधन से इस सिद्धांत को समझें।

मान लीजिए दोनों हाइड्रोजन परमाणु एक दूसरे से अनन्त दूरी पर हैं। दोनों के इलेक्ट्रॉन अपने-अपने 1*s* कक्षक में हैं और अपने नाभिक के प्रभाव में हैं। जैसे-जैसे दोनों परमाणु निकट आते हैं उनके कक्षकों में अतिव्यापन होने लगता है और उनकी ऊर्जा कम होने लगती है (चित्र 4.1)। आबंध लम्बाई के बराबर दूरी पर अतिव्यापन अधिकतम और ऊर्जा न्यूनतम हो जाती है। अतिव्यापन को परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन के सहभाजन के समान मान सकते हैं। कक्षकों के उभयनिष्ठ क्षेत्र में उपस्थित इलेक्ट्रॉन, दोनों नाभिकों से प्रभावित होते हैं।



चित्र. 4.2: *दो हाइड्रोजन परमाणुओं के अतिव्यापन से हाइड्रोजन अणु का बनना*

सरल द्विपरमाणुक अणुओं जैसे HF, F_2 आदि में आबंधन को इस सरल विवेचना द्वारा समझाया जा सकता है। परन्तु दो परमाणुओं से अधिक वाले अणुओं की व्याख्या के लिए अन्य संकल्पनाएँ जैसे संकरण, उत्तेजित अवस्था आदि का प्रयोग करना होगा।

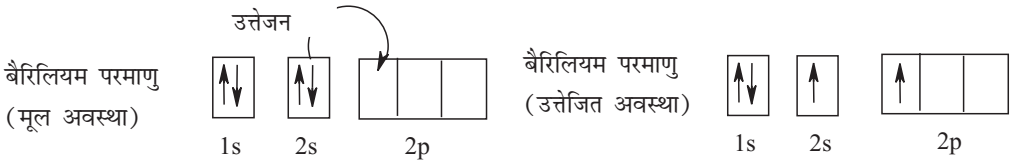
4.7.1.1 संकरण

कक्षकों के संकरण की संकल्पना और आवश्यकता को समझाने के लिए आइए एक त्रिपरमाणुक अणु-बैरिलियम क्लोराइड ($BeCl_2$) लें। बैरिलियम की परमाणु संख्या 4 और एक विशेष परमाणु में परमाणु कक्षमों के मिश्रण से बनने वाले नए कक्षकों के प्रक्रम को संकरण कहते हैं। जो नए कक्षक बनते हैं, वे सभी कक्षक तुल्य और एक समान ऊर्जा के होते हैं। संकरण के दो मुख्य लक्षण होते हैं–

i. जितने परमाणु कक्षक संकरण में भाग लेते हैं, उतनी ही संख्या में संकरित कक्षक बनते हैं।

ii. सभी बनने वाले संकरित कक्षक आकृति और ऊर्जा में एक समान होते हैं।

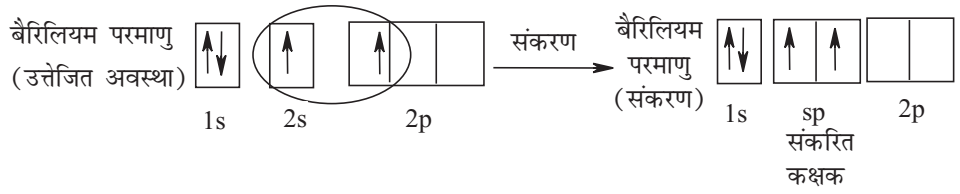
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2\ 2s^2$ हैं। दो हाइड्रोजन परमाणुओं के साथ आबंध बनाने के लिए बैरिलियम के संयोजकता इलेक्ट्रानों ($2s^2$) को दोनों हाइड्रोजन परमाणुओं के $1s$ कक्षकों के साथ अतिव्यापन नहीं कर सकता। (आप जानते हैं कि एक कक्षक में विपरीत चक्रण वाले दो इलेक्ट्रॉन ही रह सकते हैं)। पॉलिंग ने सुझाया कि आबंध बनने के प्रक्रम में बैरिलियम के $2s$ कक्षक का एक इलेक्ट्रॉन क्षणभर के लिए उत्तेजित होकर रिक्त 2p कक्षक में चला जाता है, जैसा कि नीचे दिखाया गया है।



अब दोनों संयोजकता इलेक्ट्रॉन दो कक्षकों में हैं जिनमें केवल एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित है। अब ये दोनों कक्षक हाइड्रोजन परमाणुओं के दो $1s$ कक्षकों के साथ अतिव्यापन करके दो आबंध बनाएंगे। परन्तु अब समस्या यह है कि दोनों आबंध अलग-अलग प्रकृति के होंगे क्योंकि एक आबंध बैरिलियम के $2s$ कक्षक के हाइड्रोजन के $1s$ कक्षक के साथ अतिव्यापन से बनता है और दूसरा आबंध बैरिलियम के 2p कक्षक के हाइड्रोजन के $1s$ कक्षक के साथ अतिव्यापन से बनता है। परन्तु व्यावहारिक रूप में दोनों आबंध समान पाए जाते हैं।

इस समस्या का हल **कक्षकों के संकरण** नाम की संकल्पना से मिलता है। इसके अनुसार दो या दो से अधिक असमान कक्षक (जिनकी आकृति और ऊर्जा भिन्न हो) पर तुल्यात्मक ऊर्जा वाले, मिलकर या संकरित हो कर उतनी ही संख्या के समान (समान ऊर्जा और आकृति वाले) संकरित कक्षक बनाते हैं।

$BeCl_2$ में, एक-एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन वाले कक्षक ($2s$ और $2p$) संकरित होकर दो sp संकरित कक्षक देते हैं। यह ***sp*-संकरण** कहलाता है। ये संकरित कक्षक z-अक्ष पर होते हैं और विपरीत दिशाओं की ओर निर्दिष्ट करते हैं।



ये संकरित कक्षक परमाणुओं के कक्षक के साथ अतिव्यापन करके चित्र 4.2 $BeCl_2$ का रेखीय अणु बनाएंगे।

उपर्युक्त संकरण संकल्पना के आधार पर, विभिन्न उपर्युक्त कक्षकों के संकरण द्वारा अन्य अणुओं के आबंधन और आकृति की व्याख्या की जा सकती है। आइए *s* और *p* कक्षकों के संकरण के कुछ और उदाहरण देखें।

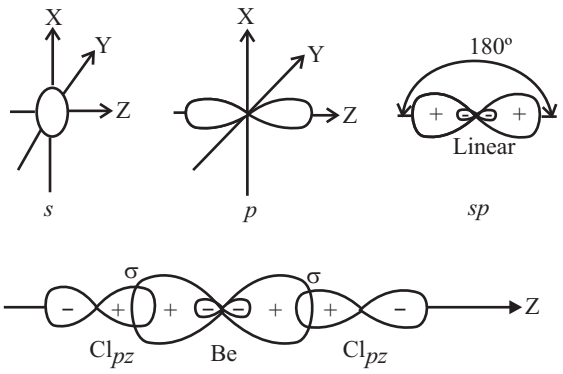
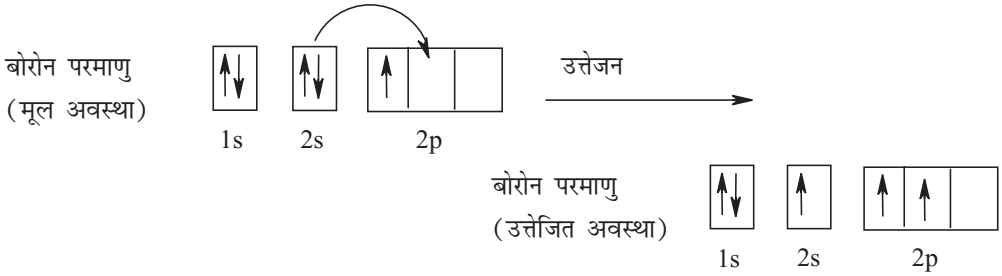
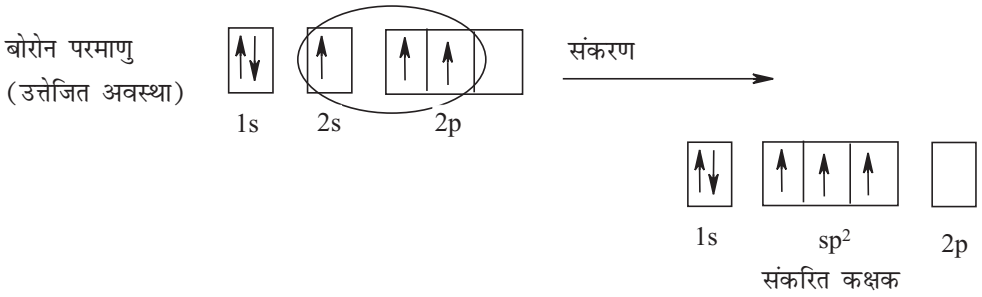


Fig. 4.2 : *$BeCl_2$ का बनना : sp संकरण*

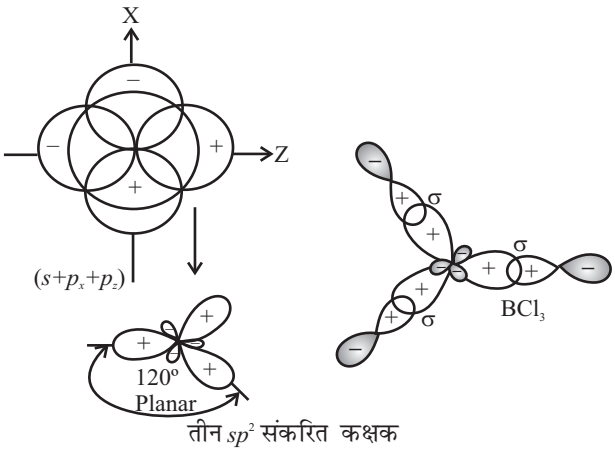
बोरोन ट्राइक्लोराइड (sp^2 संकरण): बोरोन में पाँच इलेक्ट्रॉन होते हैं ओर इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^1$ होता है। बोरोन परमाणु के संयोजकता कोश में तीन इलेक्ट्रॉन होते हैं। तीन क्लोरीन परमाणुओं के साथ आबंध बनाने के लिए बोरोन परमाणु के 2*s* कक्षक का एक इलेक्ट्रॉन उत्तेजित होकर 2*p* कक्षक में चला जाता है।



एक 2*s* कक्षक और दो 2*p* कक्षक संकरित होकर तीन sp^2 संकरित कक्षक बनाते हैं। यह ***sp^2*–संकरण** कहलाता है।

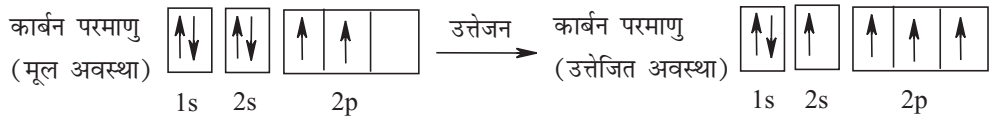


तीनों संकरित कक्षक समतलीय और समबाहु त्रिभुज के कोनों की ओर निर्दिष्ट होते हैं। ये संकरित कक्षक फिर क्लोरीन परमाणुओं के *p* कक्षकों के साथ चित्र 5.3 के अनुसार आबंध बनाते हैं।

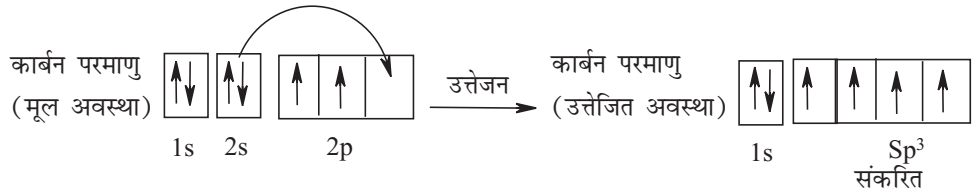


चित्र. 4.3: *ठब्स$_3$ का बनना : sp^2 संकरण*

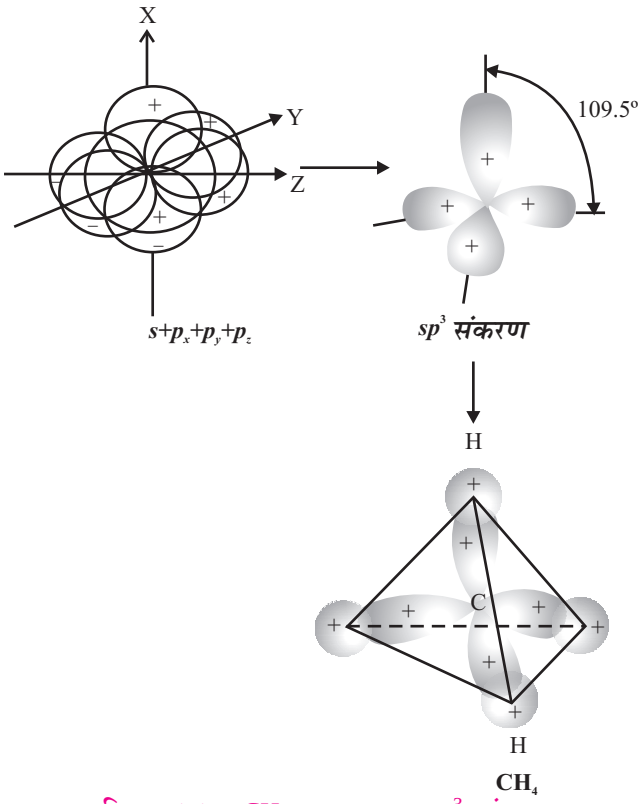
मीथेन में आबंधन (sp^3 संकरण) – मीथेन के केंद्रीय परमाणु कार्बन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2, 2s^2, 2p^2$ होता है। चार हाइड्रोजन परमाणुओं के साथ आबंध बनाने के लिए कार्बन परमाणु के 2s कक्षक के एक इलेक्ट्रॉन को $2p$ कक्षक में उत्तेजित हो जाना चाहिए।



अब कार्बन परमाणु के तीन $2p$ कक्षक और एक $2s$ कक्षक संकरण द्वारा चार sp^3 संकरित कक्षक देते हैं।यह **sp^3-संकरण** कहलाता है।



ये चार sp^3 संकरित कक्षक चतुष्फलक के चार कोनों को निर्दिष्ट करते हैं। ये संकरित कक्षक चार हाइड्रोजन परमाणुओं के $1s$ कक्षक के साथ चित्र 4.4 के अनुसार आबंध बनाते हैं और मीथेन अणु देते हैं।



चित्र 4.4: *CH_4 का बनना य sp^3 संकरण*

फास्फोरस पेंटाक्लोराइड (sp^3d संकरण):

P (मूल अवस्था)

P (उत्तेजित अवस्था)

sp^3d संकरण

पाँच sp^3 संकरित कक्षक त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी (चित्र 5.5a) के कोनों की ओर निर्दिष्ट होते हैं। ये पाँच क्लोरीन परमाणुओं के एक इलेक्ट्रॉन वाले p कक्षकों के साथ अतिव्यापन द्वारा पाँच आबंध बनाते हैं। अत: PCl_5 अणु की त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी ज्यामिति होती है। तीन P–Cl आबंध (निरक्षीय) 120° के कोण पर एक ही तल में होते हैं। बाकी दोनों P–Cl आबंध (अक्षीय) निरक्षीय तल के साथ 90° का कोण बनाते हैं और एक तल के ऊपर और दूसरा तल के नीचे होता है।

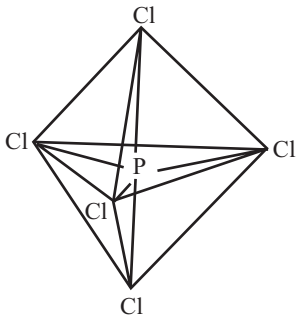
SF_6 (sp^3d^2 संकरण):

S (मूल अवस्था)

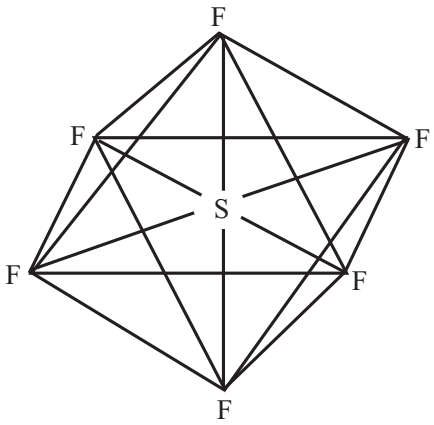
P (उत्तेजित अवस्था)

sp^3d^2 संकरण

छः sp^3d^2 संकरित कक्षक बनते हैं जो नियमित अष्टफलकीय के कोनों की ओर निर्दिष्ट होते हैं। ये कक्षक छः F परमाणुओं के एक इलेक्ट्रॉन वाले p कक्षक के साथ अतिव्यापन द्वारा छः आबंध बनाते हैं और चित्र 4.5b के अनुसार नियमित अष्टफलकीय ज्यामिति देते हैं।



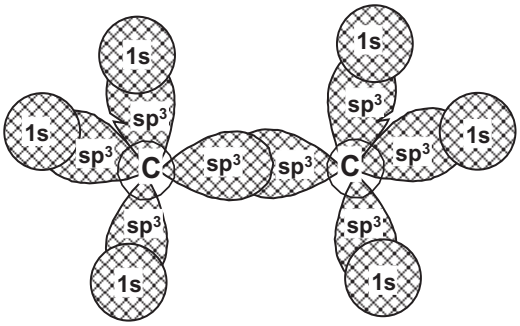
चित्र. 4.5 (a) : *PCl_5 अणु की त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी ज्यामिती*



चित्र. 4.5 (b) : *SF_6 अणु की अष्टफलकीय ज्यामिती*

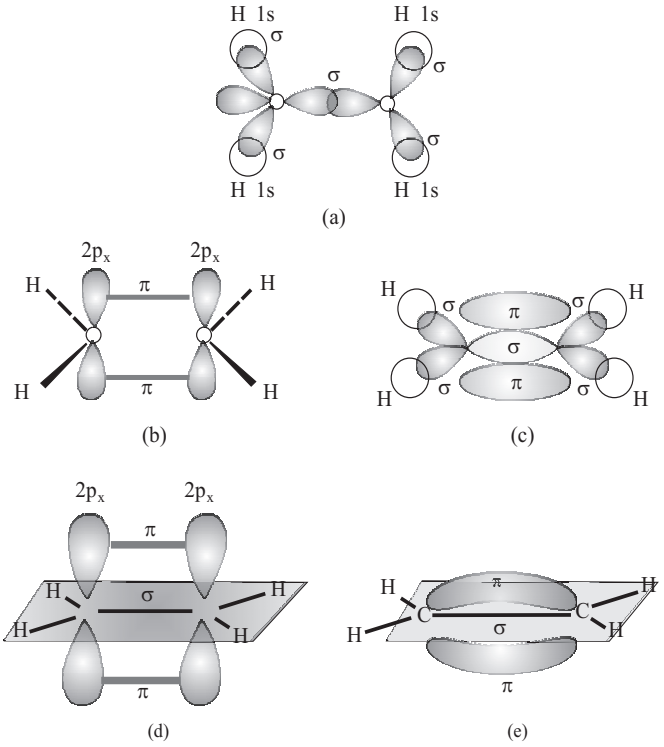
4.7.1.2 संकरण और बहु-आबंध

अब तक हम ऐसे अणुओं की चर्चा कर रहे हैं जिसमें केवल एक केंद्रीय परमाणु के कक्षक संकरित हैं। आइए देखें ऐसे परमाणुओं के युग्म के बीच आबंधन, संकरण संकल्पना से किस प्रकार समझाया जा सकता है। ईथेन (C_2H_6) में दो कार्बन परमाणु एक दूसरे से आबंधित होते हैं और प्रत्येक कार्बन परमाणु तीन हाइड्रोजन परमाणुओं से आबंधित होता है। आपको याद होगा मीथेन में कार्बन परमाणु के संयोजकता कक्षक sp^3 संकरित होते हैं। ईथेन में भी प्रत्येक कार्बन परमाणु में sp^3 संकरण द्वारा चार sp^3 संकरित कक्षक होते हैं। दोनों कार्बन छः sp^3 संकरित कक्षक हाइड्रोजन परमाणुओं के $1s$ कक्षक से अतिव्यापन कर चित्र 4.6 के अनुसार ईथेन C_2H_6 परमाणु बनते हैं। C–C आबंध अन्तरानाभिकीय अक्ष पर होता है। ऐसा आबंध **सिग्मा (σ) आबंध** कहलाता है।



चित्र. 4.6: *ईथेन अणु का बनना*

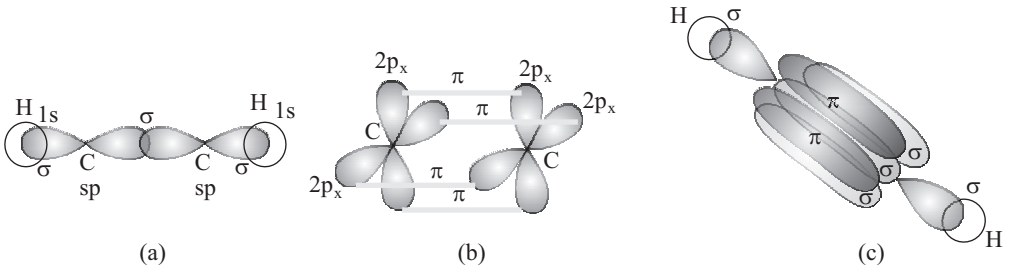
ईथीन में आबंधन : ईथीन में कार्बन परमाणुओं के संयोजकता कक्षक sp^2 संकरित होते हैं। यहाँ प्रत्येक कार्बन परमाणु के तीन में से दो p कक्षक उसके $2s$ कक्षक के साथ संकरण कर sp^2 संकरित कक्षक देते हैं। बचा हुआ तीसरा p कक्षक (प्रत्येक कार्बन पर एक) संकरण में भाग नहीं लेता। दोनों कार्बन आबंध बनाता है (चित्र 4.7a)। शेष चार sp^2 संकरित कक्षक चार हाइड्रोजन परमाणुओं के $1s$ कक्षकों से अतिव्यापन करके अणु का मौलिक ढाँचा बनाते हैं। अब दोनों कार्बन परमाणुओं पर एक असंकरित p कक्षक बच जाता है (चित्र 4.7b)। यह आण्विक तल के लम्बवत होता है। ये असंकरित p कक्षक पार्श्व अतिव्यापन से आण्विक तल के ऊपर और इलेक्ट्रॉन घन देते हैं (चित्र 4-7b, c)। यह **पाई (π) आबंध** कहलाता है। ईथीन में दोनों कार्बन परमाणुओं के बीच दो आबंध बनते हैं (एक सिग्मा और एक पाई आबंध)



इथीन अणु का बनना

चित्र 4.7 : *ईथीन अणु का बनना : a) अणु के मौलिक ढाँचे का निर्माण असंकरित b) असंकरित p-कक्षकों का पार्श्व अतिव्यापन c) π- आबंध (d) और (e) ईथीन अणु का पूर्ण आरेख*

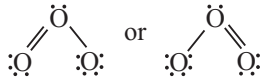
इथाइन में आबंधन (एसिटाइलीन) : एसिटाइलीन में आबंधन की कार्बन परमाणुओं में sp संकरण द्वारा व्याख्या की जा सकती है। प्रत्येक कार्बन परमाणु का एक $2s$ और एक $2p$ कक्षक, संकरण के बाद sp संकरित कक्षक देते हैं। अब दोनों कार्बन-परमाणुओं पर दो असंकरित आपस में लम्बवत, p कक्षक शेष बचते हैं। दो sp संकरित कक्षक अतिव्यापन के बाद कार्बन-कार्बन आबंध बनाते हैं। शेष दो sp संकरित कक्षक दो हाइड्रोजन परमाणुओं के $1s$ कक्षकों के साथ अतिव्यापन करते हैं और C-H आबंध बनाते हैं (चित्र 4.8)। दोनों कार्बन परमाणुओं के दो असंकरित p कक्षक पार्श्व अतिव्यापन द्वारा दो π-आबंध बनाते हैं।



चित्र. 4.8: *अणु : a) ऐसिटाइलीन अणु का बनना b) दो युग्मों के असंकरित p-कक्षकों का पार्श्व अतिव्यापन c) आपस में लम्बवत् दो π- आबंध*

4.7.1.3 अनुनाद

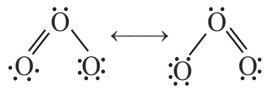
कभी-कभी एक यौगिक के एक से अधिक लूइस संरचना लिखना संभव होता है, जो कि इलेक्ट्रॉनिक आवश्यकता के अनुरूप होता है। उदाहरण के लिए ओजोन अणु O_3 के दो लूइस संरचना लिख सकते हैं-



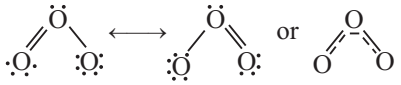
ये दोनों संरचनाएं अष्टक नियम का पालन करती हैं और केंद्रीय ऑक्सीजन के एक तरफ द्विआबंध तथा दूसरी ओर एकल आवंध होते हैं। इस संरचना के अनुसार एक ऑक्सीजन-ऑक्सीजन आवंध (O=O) दूसरे (O–O) की अपेक्षा छोटा होगा, लेकिन ऐसा नहीं होता है। प्रयोगात्मक रूप में दोनों ऑक्सीजन- ऑक्सीजन आवंधों की लंबाई (128 pm) एक समान होती है, जोकि आवंध (O=O) द्विआवंध (121 pm) और (O–O) एकल आवंध (148 pm) के बीच की होती है।

प्रयोगात्मक परिक्षणों के अनुनाद के सिद्धांत द्वारा समझाया जा सकता है। एकांतर लूइस संरचनाओं कैनानिकल (विहित) संरचनाएं कहलाती हैं। इन्हें द्वि सिरों (↔) वाले तीरों से अलग किया जाता है।

सभी कैनानिकल संरचनाओं में नाभिक की स्थिति आवंधित एवं अवांछित इलेक्ट्रॉनों की संख्या और ऊर्जा एक समान होती है। वास्तविक संरचना सभी भाग लेने वाली कैनानिकल या अनुनादित संरचनाओं का अनुनाद संकरित होता है। O_3 अणु की संरचना को इस प्रकार दर्शाया जा सकता है-



अनुनाद का यह मतलब नहीं होता है कि कैनानिकल संरचना एक रूप से दूसरे सतत परिवर्तित होती रहे। संरचना स्थायी होती है और आवंध लंबाई और ऊर्जाएं एकल और द्विआवंधों के बीच के मध्य होती हैं। अनुनाद का सिद्धांत आवश्यक है, क्योंकि हम जिस तरीके से संरचनाएं लिखते हैं, वे सीमित होते हैं। कभी-कभी अनुनाद संकरित के आवधों को टूटी हुई रेखा या डेश के द्वारा दर्शाया जाता है। O_3 के अनुनाद संकरित संरचना द्वारा नीचे दर्शाया गया है-

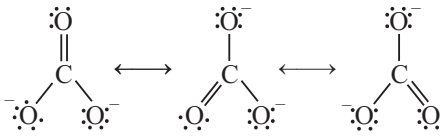


द्वि व त्रि आवधों वाले अणुओं और आपनो पाई (π) आवंध होते हैं। आवंध बनाने में शामिल इलेक्ट्रॉन दो परमाणुओं के बीच में स्थानीकृत नहीं होता है, लेकिन समस्त संरचना (या संरचना के भाग पर) फैला होता है, जिसमें केवल सीग्मा (σ)आवंध होते हैं। π-इलेक्ट्रॉन के फैलाव को इलेक्ट्रॉन का अस्थानीकरण कहते हैं। टूटी हुई रेखाएं या डेश π-इलेक्ट्रॉन के अस्थानीकरण को दर्शाती हैं। अस्थानीकरण संरचना स्थायी हो जाती है। इसलिए अनुनाद संरचनाएं योगदाती कैनानिकल संरचनाओं की अपेक्षा अधिक स्थायी होती है

अनुनाद संरचनाओं के कुछ उदाहरण-

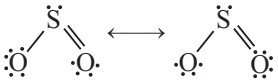
(1) कार्बोनेट आयन $\left(CO_3^{2-}\right)$

कार्बोनेट के तीन संभव कैनानिकल संरचनाएं हैं-



(2) सल्फर डाई ऑक्साइड (SO_2)

सल्फर डाई ऑक्साइड के दो कैनानिकल संरचनाएं हैं-



(3) डाई नाइट्रोजन ऑक्साइड (N_2O)

डाई नाइट्रोजन ऑक्साइड के तीन कैनानिकल संरचनाएं हैं-

पाठगत प्रश्न 4.3

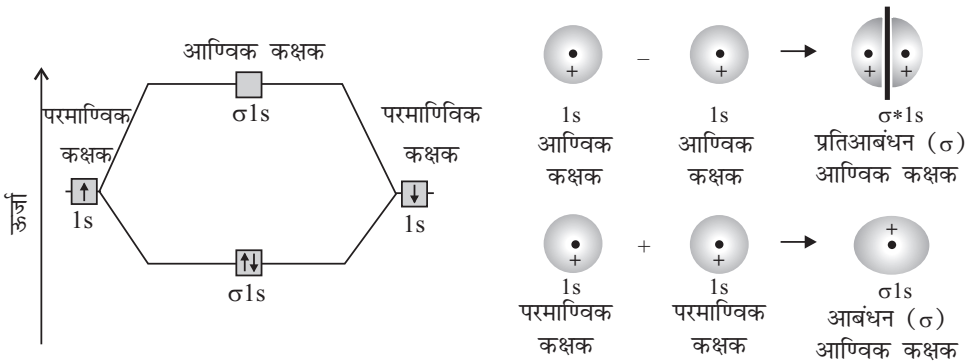
1. 'संकरण' पद से आप क्या समझते हैं?
2. संकरण के आधार पर आप अमोनिया अणु की आकृति किस प्रकार समझाएंगे?
3. CO_3^{2-} और SO_2 की कैनाकिल संरचनाऐं खींचिए।

4.7.2 आण्विक कक्षक सिद्धांत (MOT)

अभी आपने संयोजकता आबंध सिद्धांत के विषय में पढ़ा। यह घटक परमाणुओं के परमाण्विक कक्षकों के अतिव्यापन से आबंध के लिए जिम्मेदार अतिव्यापन क्षेत्र दोनों परमाणुओं के मध्य स्थित होता है यानि वह स्थानगत होता है। सन् 1932 में एफ.हुंड और आर.एस.मुलिकेन द्वारा विकसित आण्विक कक्षक सिद्धांत, परमाणु के तरंग यांत्रिकी मॉडल पर आधारित है। VBT के स्थानगत आबंधन की अपेक्षा आण्विक कक्षक सिद्धांत के अनुसार आबंधन अस्थानगत प्रकृति का होता है। यानि पूरे अणु पर फैला होता है। MOT के अनुसार आबंध निर्माण प्रक्रम में:

- **घटक परमाणुओं के परमाण्विक कक्षक संयुक्त होकर नए प्रकार के कक्षक बनाते हैं जिन्हें आण्विक कक्षक** कहते हैं। यह पूरे अणु पर विद्यमान होते हैं यानि वे अस्थानगत होते हैं। दूसरे शब्दों में ये नए कक्षक किसी एक परमाणु के नहीं होते बल्कि ये आबंधित परमाणुओं के पूरे क्षेत्र पर प्रसारित होते हैं।
- ये आण्विक कक्षक परमाणु कक्षकों के रैखिक संयोग **(LCAO)** से बनते हैं। इस विधि के अनुसार **तुल्य ऊर्जाओं और उपयुक्त सममिति वाले परमाणु कक्षक संयोग कर संख्या में उतने ही आण्विक कक्षक देते हैं।**
- आण्विक कक्षकों की पूर्ति भी परमाणु कक्षकों की भांति ऑफबाऊ नियम के अनुसार होती है अर्थात इलेक्ट्रॉन बढ़ती ऊर्जा के क्रम में कक्षकों में जाते हैं।

आण्विक कक्षक विधि से रासायनिक आबंधन को समझाने के लिए आइए हाइड्रोजन अणु का उदाहरण लें। दो हाइड्रोजन परमाणुओं में एक-एक इलेक्ट्रॉन उनके 1s कक्षक में होता है। आबंध विरचन (formation) के प्रक्रम में दोनों हाइड्रोजन परमाणुओं के परमाण्विक कक्षक दो प्रकार से संयुक्त हो सकते हैं। पहले में, MO तरंगफलन दोनों परमाण्विक तरंग फलनों के योग से प्राप्त किया जा सकता है जबकि दूसरे में MO परमाण्विक कक्षकों के अन्तर से ज्ञात किया जा सकता है। दो हाइड्रोजन परमाणुओं के 1s कक्षकों का संयोग चित्र 4.9 में दिखाया गया है।

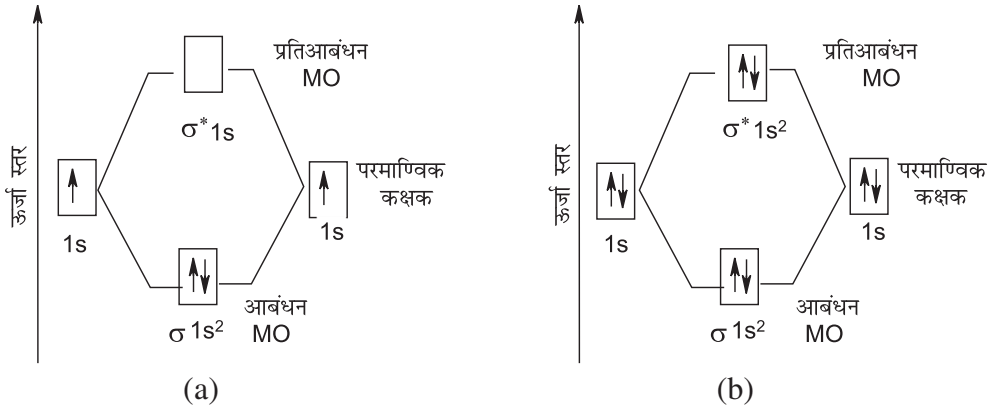


चित्र 4.9: *आबंधन (σ) और प्रतिआबंधन (σ*) कक्षकों का बनना*

परमाण्विक कक्षकों के योग से मिले आण्विक कक्षक की ऊर्जा परमाण्विक कक्षकों से कम होती है और उसे **आबंधन कक्षक** कहते हैं। दूसरी तरफ परमाण्विक कक्षकों के अन्तर से मिले आण्विक कक्षक की ऊर्जा अधिक होती है और उसे **प्रतिआबंधन कक्षक** कहते हैं। ध्यान दें कि नए बने आण्विक कक्षक आबंधन अक्ष (दोनों नाभिकों को जोड़ने वाली रेखा) के चारों ओर

सममिति होते हैं। ऐसे कक्षकों को सिग्मा (σ) आण्विक कक्षक कहते हैं। ऊपर मिले आबंधन कक्षक को 1*s* से और प्रतिआबंधन कक्षक को σ^*1s से दर्शाते हैं। यहाँ σ आण्विक कक्षक का प्रकार, 1*s* सम्मिलित परमाण्विक कक्षक और * MO का प्रतिआबंधन स्वभाव प्रदर्शित करते हैं। हाइड्रोजन अणु में कुल दो इलेक्ट्रॉन होते हैं, ऑफबाऊ नियम के अनुसार ये σ_{1s} कक्षक में भरते हैं। चूंकि σ_{1s} कक्षक आबंधन कक्षक है इसके भरने से स्थायित्व होता है या आबंधन विरचन होता है।

परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की भांति अणुओं का MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास भी लिखा जा सकता है। हाइड्रोजन अणु का MO विन्यास इस प्रकार लिखा जा सकता है $(\sigma 1s)^2$। आण्विक कक्षकों के लिए ऊर्जा स्तर आरेख चित्र 4.10a, b में दर्शाए गए हैं।



चित्र 4.10: *a) H_2 और b) He_2 का आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख*

आबंध कोटि: हम एक नए प्राचल आबंध कोटि को इस प्रकार परिभाषित कर सकते हैं:

आबंध कोटि = (b.o.) = $\frac{1}{2}(n_b - n_a)$

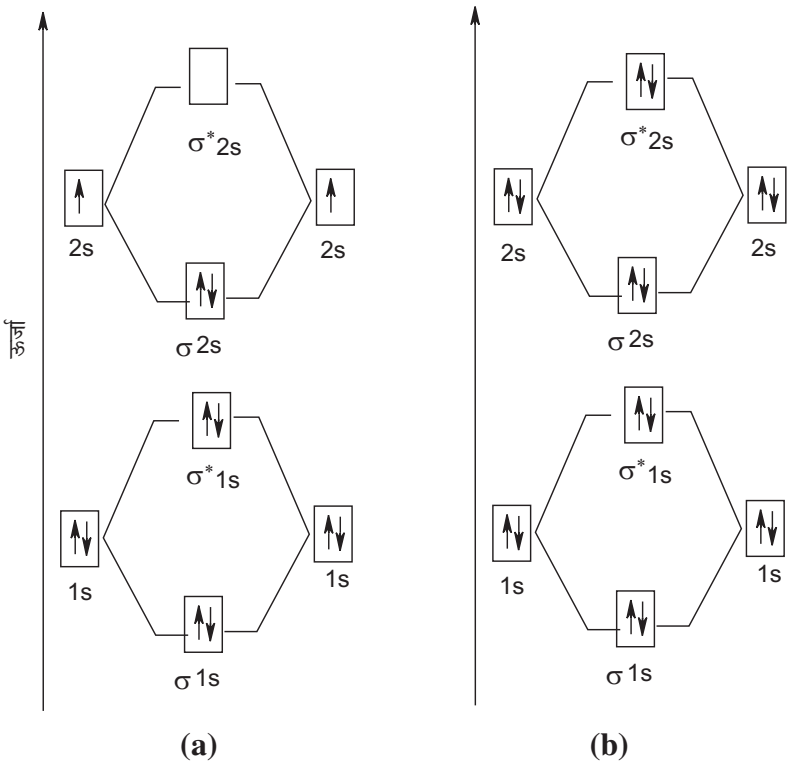
यहाँ n_b और n_a क्रमशः आबंधन और प्रतिआबंधन आण्विक कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों की संख्या को निरूपित करते हैं। हाइड्रोजन अणु के लिए आबंध कोटि $\frac{1}{2}(2–0) = 1$ होगी। अर्थात दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच एकल आबंध होगा।

हीलियम (He_2) अणु:

हीलियम में भी दो 1*s* परमाण्विक कक्षक रैखिक संयोग के बाद $\sigma 1s$ और σ^*1s कक्षक बनाते हैं। चार इलेक्ट्रॉन MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के अनुसार वितरित होते हैं: $(\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2$। चित्र 5. 10b में हीलियम का आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख दिया गया है। इसके अनुसार आबंध कोटि $\frac{1}{2}(2–2) = 0$ होगी अर्थात दो हीलियम परमाणुओं के बीच कोई आबंध नहीं होता। दूसरे शब्दों में He_2 अणु का अस्तित्व नहीं होता।

Li_2 और Be_2 अणु:

Li_2 और Be_2 में आबंधन 1*s* और 2*s* कक्षकों के संयोग से उपयुक्त MO प्राप्त करके वर्णित किया जा सकता है। चित्र 4.11 में Li_2 और Be_2 के आण्विक कक्षक आरेख दिए गए हैं।



(a) **(b)**

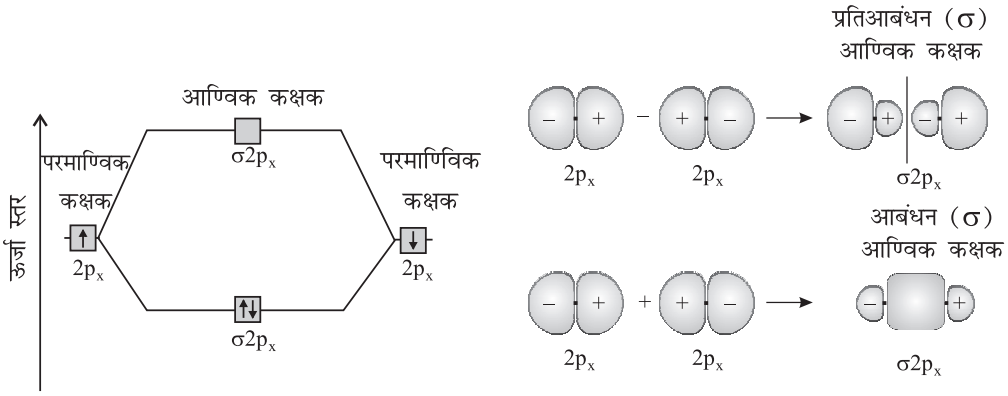
चित्र. 4.11: *a) Li_2 और b) Be_2 अणुओं का आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख*

4.7.2.1 दूसरे आवर्तक के द्विपरमाणुक अणुओं में आण्विक कक्षक आबंधन

अब तक हम उन तत्वों में आबंधन की चर्चा कर रहे थे, जिनमें s कक्षक रैखिक संयोग से आण्विक कक्षक देते हैं। दूसरे आवर्तक के तत्वों के परमाणुओं में (Be के बाद) दोनों *s* और *p* कक्षक आण्विक कक्षकों के बनने में सम्मिलित होते हैं। ऐसे में, प्रक्रम में सम्मिलित परमाण्विक कक्षकों के प्रकार और सममिति के आधार पर विभिन्न प्रकार के आण्विक क"क प्राप्त होते हैं। आइए ऐसे आण्विक कक्षकों की प्रकृति को समझें।

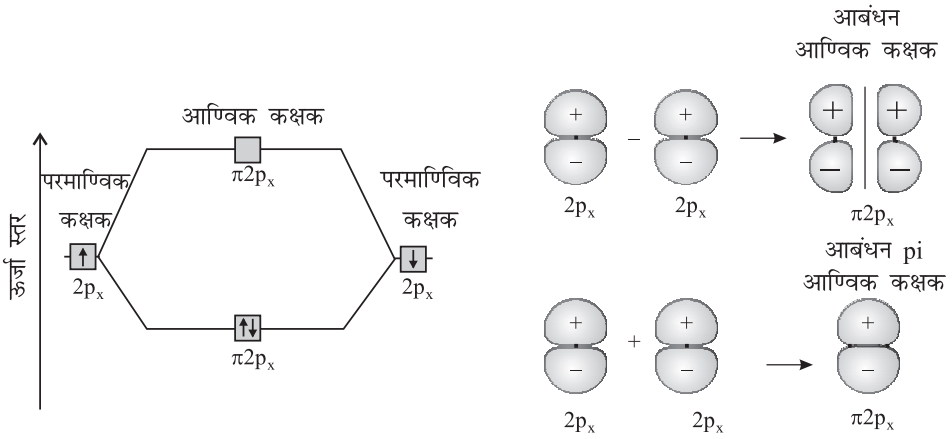
यहाँ भी दो परमाणुओं के 1*s* और 2*s* कक्षक संयुक्त होकर संगत आंबधन ३ प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक देंगे (चित्र 4.11b)। आइए p कक्षकों के संयोग से बनने वाले 1O's के बारे में समझें।

जैसा कि पहले कहा गया है, LCAO में **तुल्य ऊर्जा** और **उपयुक्त सममिति** वाले परमाण्विक कक्षक संयुक्त होकर आण्विक कक्षक देते हैं। उपयुक्त सममिति का अर्थ है संयुक्त होने वाले कक्षकों की आण्विक अक्ष पर सममिति समान हो। सामान्यत: माना जाता है कि आबंध विरचन z दिशा में होता है। आप पहले पढ़ चुके हैं कि तीन *p* कक्षक आपस में लम्बवत तीन दिशाओं, x, y और z की ओर निर्दिष्ट होते हैं। इसलिए दो परमाणओं के p_z कक्षक आबंध अक्ष पर संयुक्त होकर दो आण्विक कक्षक (चित्र 4.12) बनाएंगे। चूँकि ये आण्विक कक्षक, आण्विक अक्ष के चारों ओर सममिति होते हैं, ये सिग्मा (σ) कक्षक कहलाते हैं, इन्हें σ_{2pz} और σ^*_{2pz} से दर्शाते हैं।



चित्र. 4.12: *$2p_z$ कक्षकों का अतिव्यापन होकर आण्विक अणु बनना*

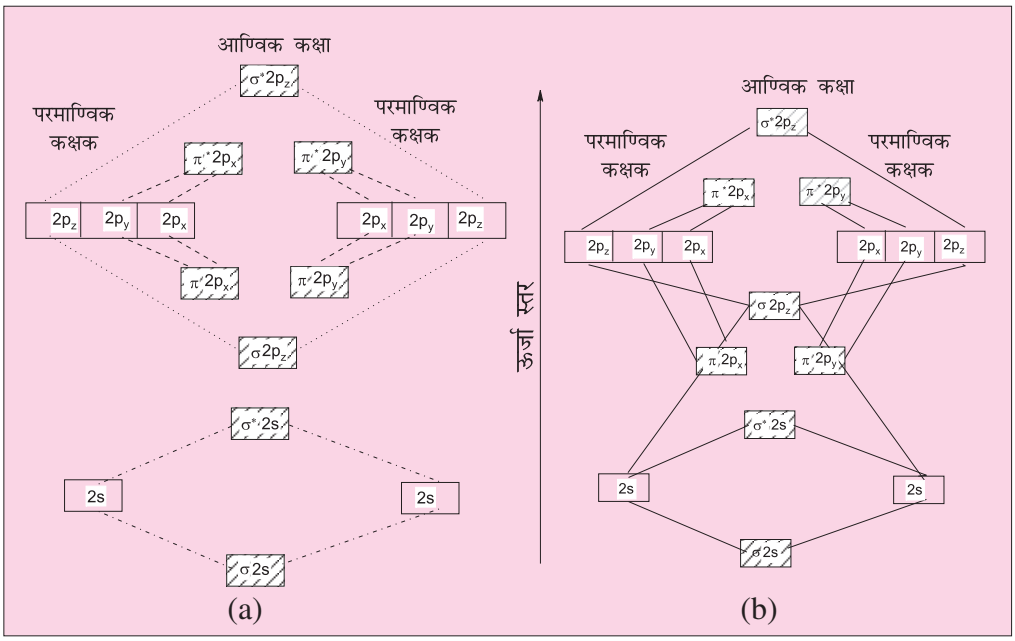
p_z-कक्षक का p_x या p_y कक्षक से संयोग कोई आबंधन नहीं देगा। दूसरी तरफ p_x कक्षक p_x से संयुक्त होकर और p_y कक्षक p_y से संयुक्त होकर चित्र 4.13 के अनुसार MO बनाएंगे।



चित्र. 4.13: *$2p_x$ परमाणुक कक्षकों से आण्विक कक्षकों का बनना*

ध्यान दीजिए कि ऐसे कक्षक पार्श्व रूप में संयुक्त होने के कारण आबंध अक्ष के परितः सममित आण्विक कक्षक नहीं बनाते हैं। ये कक्षक π आण्विक कक्षक कहलाते हैं। इनमें अन्तरानाभिक अक्ष के ऊपर और नीचे अधिक इलेक्ट्रॉन घनत्व होता है। प्रतिआबंधन π-कक्षक, $\pi^* 2p_x$ (या $\pi^* 2p_y$) में नाभिकों के मध्य एक ग्रंथि (क्षेत्र जहाँ इलेक्ट्रॉन घनत्व शून्य होता है) रहती है।

दो परमाणुओ के विभिन्न परमाण्विक कक्षकों के संयोग से प्राप्त आण्विक कक्षकों के ऊर्जा स्तर आरेख निम्न (चित्र 4.14a) प्रकार से निरूपित किए जा सकते हैं। 1*s* कक्षकों के संयोग से प्राप्त आण्विक कक्षक नहीं दिखाए गए हैं (ये आन्तरिक क्रोड में और पूर्णतः भरे हुए होते हैं।) इन आण्विक कक्षकों में इलेक्ट्रॉन ऑफबाऊ नियम और हुंड नियम के अनुसार भरे जाते हैं।



चित्र. 4.14: *a) O_2 और F_2 के लिए और b) Li, Be, B, C और N द्विपरमाणुक हल्के तत्वों के लिए आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख*

परन्तु यह ऊर्जा स्तर आरेख द्विपरमाणुक अणुओं O_2 और F_2 के लिए ही उचित है। अन्य द्विपरमाणुक अणुओं जैसे हल्के तत्व B, C और N के लिए ये आरेख परिमित हैं। ऐसा इसलिए, क्योंकि हल्के तत्वों में 2*s* और 2p कक्षक की ऊर्जा में बहुत कम अन्तर होता है और दोनों परमाणुओं के *s* और *p* कक्षक आपस में घुलमिल जाते हैं। सामान्य शुद्ध 2*s*-2*s* या 2*p*-2*p* संयोग की जगह हमें *s*-*p* संयोग प्राप्त होता है जैसे एक परमाणु का 2*s* कक्षक दूसरे परमाणु के $2p_z$ कक्षक से प्रभावकारी अतिव्यापन कर सकता है। और विलोमत: परिमित ऊर्जा स्तर आरेख चित्र 4.14b में दिया गया है।

4.7.2.2 आण्विक कक्षक इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और अणुओं के गुणधर्म

ऊपर दिए गए MO ऊर्जा स्तर आरेखों से अणु के MO का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त किया जा सकता है। इससे हमें अणुओं के कुछ गुण-धर्मो के विषय में जानकारी मिल सकती है। आइए नाइट्रोजन परमाणु में पाँच संयोजकता इलेक्ट्रॉन होते हैं, चूंकि दो परमाणु हैं। अत: हमें कुल दस संयोजकता इलेक्ट्रॉन को MO's में भरना है। चित्र 4.14 की सहायता से हम MOs का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास इस प्रकार लिख सकते हैं:

$$\sigma 2s^2, \sigma^* 2s^2, \pi\, 2p_x^{\,2}, \pi\, 2p_y^{\,2}, \sigma 2p_z^{\,2}$$

आबंध कोटि : $\frac{1}{2}[n_b - n_a] = \frac{1}{2}[8-2] = \frac{1}{2}[6] = 3$; इसके अनुसार नाइट्रोजन अणु में दो नाइट्रोजन परमाणुओं के बीच त्रि-आबंध होता है।

चुंबकीय स्वभाव: अणु का चुंबकीय स्वभाव MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर निर्भर करता है। यदि MO में इलेक्ट्रॉन युग्म है तो पदार्थ प्रतिचुंबकीय होता है। यदि एक या एक से अधिक MO's एक इलेक्ट्रॉन से पूरित हो तो पदार्थ अनुचुंबकीय होता है। O_2 का MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है (12 संयोजकता इलेक्टॉन हैं)।

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

चूंकि इसमें अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होते हैं, ऑक्सीजन अनुचुंबकीय व्यवहार दिखाती है। यह प्रयोगों द्वारा प्रमाणित होता है। वास्तविकता में, ऑक्सीजन के अनुचुंबकीय स्भाव की व्याख्या MOT की उपलब्धि है।

आण्विक धनायनों और ऋणायनों की आबंध कोटि और चुंबकीय स्वभाव इसी प्रकार ज्ञात किया जा सकता है। धनायनों के लिए प्रति +ve आवेश एक इलेक्ट्रॉन जोड़ते हैं। उदाहरणार्थ, O_2^{2-} (ऑक्सीजन अणु द्विऋणायन) में 14 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होंगे (12 + 2) और O_2^+ (ऑक्सीजन अणु धनायन) में 12–1 = 11 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होंगे।

पाठगत प्रश्न 4.4

1. संयोजकता आबंध और आण्विक कक्षक सिद्धांतों के बीच मौलिक अन्तर क्या है?
2. चित्र 4.12 में दिए गए आण्विक कक्षक आरेखों का प्रयोग करते हुए Li_2 और Be_2 अणुओं की आबंध कोटि का परिकलन कीजिए।
3. O_2 के चुंबकीय स्वभाव की प्रागुक्ति कीजिए।

आपने क्या सीखा

- रासायनिक आबंध वह प्रभाव है जिसके कारण दो पास आते परमाणु संयोग करके ऊर्जा को कम करते हैं।
- परमाणु संयोग करके उत्कृष्ट गैस का स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करते हैं।
- कोस्सल के अनुसार, एक परमाणु से दूसरे में इलेक्ट्रॉन के स्थानांतरण द्वारा स्थाई विन्यास प्राप्त किया जाता है। इससे आयन बनते हैं जोकि आपस में स्थिरवैद्युत अन्योन्य द्वारा बंधे होते हैं, इन्हें आयनिक आबंध कहते हैं।
- लुईस के अनुसार, आबंधित परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन युग्मों के सहभाजन द्वारा स्थाई विन्यास प्राप्त होता है। इससे सहसंयोजी आबंध बनता है।
- सरल अणुओं में आबंधन लुईस इलेक्ट्रॉन-बिन्दु संरचनाओं द्वारा आसानी से निरूपित किया जा सकता है।
- कुछ सहसंयोजी आबन्धित परमाणुओं में सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक वैद्युतऋणात्मक परमाणु अधिक करीब रहता है। जिससे अणु में आंशिक आयनिक अभिलक्षण आ जाता है।

- संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण (VSEPR) सिद्धांत सरल अणुओं की आकृति की प्रागुक्ति में बहुत सहायक होता है। यह अणु में केंद्रीय परमाणु के चारों ओर उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच अन्योन्य पर आधारित होता है।
- संयोजकता आबंध सिद्धांत (VBT) और आण्विक कक्षक सिद्धांत (MOT) रासायनिक आबंधन के दो आधुनिक सिद्धांत हैं। ये परमाणु के तरंग-यांत्रिकी मॉडल पर आधारित हैं।
- संयोजकता आबंध सिद्धांत के अनुसार दो पास आते परमाणुओं के परमाण्विक कक्षक अतिव्यापन कर रासायनिक आबंध बनाते हैं।
- अतिव्यापन अन्तरानाभिक क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन आवेश का घनत्व बढ़ा देता है।
- दो से अधिक परमाणु वाले अणुओं में आबंधन की व्याख्या के लिए, पॉलिंग ने संकरण की संकल्पना की प्रागुक्ति की। संकरण में केंद्रीय परमाणु के संयोजकता कोश के परमाण्विक कक्षक 'संकरित' होकर नए कक्षक बनाते हैं जिनका उचित विन्यास अणुओं की आकृति की व्याख्या में सहायक होता है।
- आण्विक कक्षक सिद्धांत के अनुसार तुल्य ऊर्जा और उपयुक्त सममिति वाले परमाण्विक कक्षक संयुक्त होकर समान संख्या में आण्विक कक्षक बनाते हैं। ये आण्विक कक्षक अणु के पूरे क्षेत्र पर प्रसारित रहते हैं अर्थात ये पूरे अणु पर अस्थानगत रहते हैं।
- दो परमाण्विक कक्षक संयुक्त होकर दो आण्विक कक्षक बनाते हैं: एक, कम ऊर्जा वाला आबंधन आण्विक कक्षक और दूसरा अधिक ऊर्जा वाला प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक कहलाता है।
- अणु में उपस्थिति इलेक्ट्रॉन इन कक्षकों में बढ़ती ऊर्जा के क्रम में भरे जाते हैं (आफबाऊ नियम) और ये MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास देते हैं।
- दो परमाणुओं के बीच आबंधों की संख्या आबंध कोटि कहलाती है। आबंध कोटि b.o. = $\frac{1}{2}(n_b - n_a)$
- MO इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से अणु के चुंबकीय स्वभाव की प्रागुक्ति की जा सकती है। यदि MO's द्विपूरित हैं तो पदार्थ अनुचुंबकीय होगा और एक या अधिक MO's एक पूरित हैं तो पदार्थ अनुचुंबकीय होगा।

पाठांत प्रश्न

1. रासायनिक आबंध से आप क्या समझते हैं?
2. आबंध विरचन के प्रक्रम का ऊर्जा में कमी के रूप में वर्णन कीजिए।
3. 'आबंध लम्बाई' पद से आप क्या समझते हैं?
4. आबंध विरचन प्रक्रम में किन दो विधियों से उत्कृष्ट गैस का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त किया जा सकता है।

5. लुईस इलेक्ट्रॉन-बिन्दु प्रतीक क्या हैं? लुईस प्रतीकों की सहायता से $MgCl_2$ का बनना दिखाइए।

6. उपसहसंयोजी आबंध की परिभाषा और उदाहरण दीजिए।

7. VSEPR क्या है? इस सिद्धांत का प्रयोग करते हुए SF_6 अणु की आकृति की प्रागुक्ति कीजिए।

8. हमें संकरण संकल्पना की आवश्यकता क्यों है? मीथेन की आकृति की व्याख्या में यह किस प्रकार सहायता करती है?

9. आण्विक कक्षक सिद्धांत के मुख्य लक्षण लिखिए।

10. Be_2 अणु का अस्तित्व नहीं होता है। आण्विक कक्षक सिद्धांत के आधार पर इसकी व्याख्या कीजिए।

11. निम्नांकित स्पीशीज का आण्विक कक्षक इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए और उनकी आबंध कोटि का परिकलन कीजिए।

O_2 ; O_2^+ ; O_2^- ; O_2^{2-}

12. BF_3 ध्रुवीय अणु है लेकिन द्विध्रुव आघूर्ण नहीं दर्शाता है क्यों?

13. परमाणु A और B संयुक्त होकर AB अणु बनाते हैं। यदि A और B के बीच में विद्युतणात्मकता का अतंर 1.7 है तो AB अणु में किस प्रकार आबंध की आप आशा कहते हैं।

14. N_2O, SO_4^{2-} CO_3^{2-} और BF_3 के अनुनात्मक संरचाऐं लिखिए।

अपने उत्तरों की जाँच कीजिए

4.1

1. जब एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन एक परमाणु से दूसरे परमाणु या परमाणुओं में स्थानांतरित होता है तो वैद्युतसंयोजक आबंध बनता है।

2. $:\dot{\underset{\cdot}{N}}\cdot + \cdot\underset{\cdot}{\dot{N}}: \longrightarrow :N\vdots\vdots N: \longrightarrow :N\equiv N:$

3. सहसंयोजी आबंध में सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक वैद्युतऋणात्मक परमाणु के अधिक करीब होता है। इससे अणु में आवेश वितरण हो जाता है और आबंध ध्रुवीय हो जाता है।

4. जिस आबंध में दोनों आबंधन इलेक्ट्रॉन एक ही परमाणु द्वारा दिए जाते हैं।

4.2

1. VSEPR सिद्धांत की दो अभिधारणाएँ हैं:

i) किसी अणु के केंद्रीय परमाणु में चतुर्दिक इलेक्ट्रॉन युग्म (आबंधन तथा अनाबंधन) इस प्रकार व्यवस्थित होते हैं कि उनका आपसी प्रतिकर्षण न्यूनतम हो।

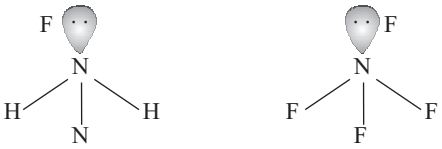
ii) इलेक्ट्रॉन के दो एकक युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अधिकतम होता है, उससे कम एक आबंध युग्म और एक एकक युग्म के बीच होता है और न्यूनतम दो आबंध युग्मों के बीच होता है। विभिन्न सम्भावनाओं में प्रतिकर्षण बल का क्रम इस प्रकार होता है:

एकक युग्म-एकक युग्म > एकक युग्म-आबंध युग्म > आबंध युग्म-आबंध युग्म

2. मीथेन के केंद्रीय परमाणु कार्बन के संयोजकता कोश में चार इलेक्ट्रॉन युग्म होंगे। VSEPR सिद्धांत के अनुसार ये कार्बन के चतुर्दिक चतुष्फलकीय व्यवस्था में होंगे। अत: मीथेन अणु की चतुष्फलकीय आकृति होगी।

3. 50% आयोनिक और 50% सहसंयोजक।

4. NH_3 में N पर उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्म परिणामी N-F आबंध के द्विध्रुवीय आघूर्ण को कम कर देता है। अत: NF_3 का द्विध्रुवीय आघूर्ण NH_3 की अपेक्षा कम होता है।



5. F_2, O_2, N_2

4.3

1. संकरण की संकल्पना अणुओं की आकृति की व्याख्या के लिए बहुत उपयोगी है। इसके अनुसार दो या दो से अधिक असमान कक्षक, तुल्य ऊर्जाओं पर विभिन्न आकृति वाले, मिलकर बराबर संख्या के समान संकरित कक्षक देते हैं। संकरित कक्षकों की ऊर्जा और आकृति समान होती है।

2. अमोनिया में नाइट्रोजन के 2*s* और तीन 2*p* कक्षक संकरित होकर sp^3 संकरित कक्षक देते हैं। इनमें से तीन हाइड्रोजन के 1s कक्षकों के साथ अतिव्यापन करते हैं और एक अनाबंध रहता है उसमें एकक युग्म होता है। sp^3 संकरित कक्षक नियमित चतुष्फलक के कोनों को इंगित करते हैं। परन्तु एकक युग्म-आबंध युग्म और आबंध युग्म-आबंध युगम के बीच प्रतिकर्षण के अन्तर के कारण अमोनिया अणु की आकृति विकृत चतुष्फलकीय हो जाती है जोकि त्रिकोणीय पिरेमिडी जैसी होती है।

3. SO_2 और CO^{2-}_3 की कैनानिकल रूपों को इस प्रकार दर्शाया जाता है।

4.4

1. VBT के अनुसार आबंध विरचन स्थानगत होता है जबकि MOT के अनुसार अस्थानगत।

2. आबंध कोटि = b.o. = $\frac{1}{2}(n_b - n_a)$
   Li_2 ; के लिए = $\frac{1}{2}$ [4-2] = $\frac{1}{2}$ [2] = 1

   Be_2 ; के लिए = $\frac{1}{2}$ [4-4] = $\frac{1}{2}$ [0] = 0

3. O_2 का MO विन्यास है $\sigma 2s^2$, $\sigma^* 2s^2$, $\sigma 2p_z^2$, $\pi 2p_x^2 = \pi 2p_y^2$
   $\pi^* 2p^1_x = \pi^* 2p^1_y$

   2 अयुग्मित इलेक्ट्रानों के कारण O_2 अणु अनुचुंबकीय है।