

रसायन विज्ञान

अध्याय-4: रासायनिक आबंधन तथा आणविक संरचना



रासायनिक आबंधन

विभिन्न रासायनिक स्पीशीज में उनके घटकों (परमाणुओं, आयनों इत्यादि) को आपस में जोड़ने वाले आकर्षण बल को रासायनिक बंध कहते हैं।

कॉसेल ने रासायनिक आबंधन के सम्बन्ध में निम्न तथ्य दिये हैं

- आवर्त सारणी में उच्चतम विद्युत-ऋणात्मकता वाले हैलोजेन तथा उच्चतम विद्युत-धनात्मकता वाले क्षार धातु एक-दूसरे से उत्कृष्ट गैसों द्वारा पृथक् किए गए हैं।
- हैलोजेन परमाणु एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन बनाते हैं जबकि क्षार धातु परमाणु एक इलेक्ट्रॉन का त्याग करके धनायन का निर्माण करते हैं।
- इस प्रकार प्राप्त ऋणायन तथा धनायन में उत्कृष्ट गैस के समान स्थायी विन्यास (ns^2np^6) होता है जिसे अष्टक कहते हैं तथा यह विशेष रूप से स्थायी होता है। अपवाद-हीलियम-इसके बाह्यतम कोश में केवल दो इलेक्ट्रॉन (द्विक) होता है।
- ऋणायन तथा धनायन स्थिर वैद्युत आकर्षण बल द्वारा जुड़कर स्थायी हो जाते हैं, इस प्रकार बने बन्ध को आयनिक बन्ध या विद्युत संयोजी बन्ध कहते हैं तथा आयनिक बन्ध के द्वारा बने यौगिकों को आयनिक यौगिक कहते हैं।

रासायनिक बंध के प्रकार

- विद्युत संयोजक/ आयनिक बन्ध
- सह संयोजक बन्ध
- धात्विक बन्ध
- उपसहसंयोजक बन्ध
- हाइड्रोजन बन्ध

1. **विद्युत संयोजक/ आयनिक बन्ध :-** जब विद्युती धनी (धातु) परमाणु से विद्युत ऋणी (अधातु) परमाणु पर इलेक्ट्रॉनों का पूर्ण स्थानान्तरण होता है ये स्थिर वैद्युत आकर्षण बल द्वारा बंधित हो जाते हैं, इसे ही आयनिक बन्ध कहते हैं। उदाहरण- NaCl , CaCl_2 ... etc
2. **सह संयोजक बन्ध :-** सहसंयोजी आबंध सन् 1919 में लैंगम्यूर ने लूइस अभिगृहितों में संशोधन करके उनके स्थान पर सहसंयोजक आबंध का प्रयोग किया। दो समान या असमान

विद्युत ऋणी परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन युग्म के साझे से बने बन्ध को सहसंयोजी आबंध कहते हैं। उदाहरण Cl_2 , H_2O , CCl_2

किसी अणु में उपस्थित वे इलेक्ट्रॉन युग्म जो बन्ध के निर्माण में भाग लेते हैं उन्हें बन्धित इलेक्ट्रॉन युग्म तथा वे इलेक्ट्रॉन युग्म जो बन्ध के निर्माण में भाग नहीं लेते हैं उन्हें अबन्धित या एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म कहते हैं।

3. धात्विक बन्ध :-

4. **उपसहसंयोजक बन्ध :-** जब दो परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों के असमान साझे से बन्ध बनता है तो इसे उपसहसंयोजी बन्ध कहते हैं।

5. **हाइड्रोजन बन्ध :-** हाइड्रोजन बन्ध के बारे में सर्वप्रथम लेटिमेर तथा रोडबुश ने बताया था ध्रुवीय अणुओं जिनमें हाइड्रोजन के साथ अधिक विद्युत ऋणी तत्त्व (नाइट्रोजन, ऑक्सीजन या फ्लुओरीन) जुड़े होते हैं तो बन्ध में ध्रुवता आ जाती है।

ध्रुवीय अणुओं में एक अणु का आंशिक धनावेशित हाइड्रोजन परमाणु, दूसरे अणु के आंशिक ऋणावेशित परमाणु को स्थिर वैद्युत बल द्वारा आकर्षित करता है इस आकर्षण बल को ही हाइड्रोजन-बन्ध कहते हैं।

लूइस प्रतीक

लूइस के परमाणुओं के संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को प्रदर्शित करने के लिए दिए गए सरल संकेत को लूइस प्रतीक कहते हैं, जिसमें बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों को तत्त्व के संकेत के चारों ओर बिन्दुओं द्वारा दर्शाया जाता है।

द्वितीय आवर्त के तत्त्वों के लूइस प्रतीक इस प्रकार दिए जाते हैं।



लूइस प्रतीक में उपस्थित संयोजी इलेक्ट्रॉनों की सहायता से तत्त्व की सामान्य या समूह (वर्ग) संयोजकता ज्ञात की जाती है।

तत्त्वों की समूह संयोजकता लूइस प्रतीक में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों (बिन्दुओं) की संख्या या 8 में से संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या घटाने से प्राप्त संख्या के बराबर होती है।

सरल अणुओं का लूइस निरूपण

सहसंयोजी बन्ध युक्त अणुओं व आयनों में, अष्टक नियम के अनुसार बन्धन तथा सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्मों को बिन्दुओं द्वारा दर्शाने से प्राप्त संरचना को लूइस संरचना कहते हैं।

लूइस संरचना पर अणु का विरचन तथा उसके गुणों की व्याख्या की जा सकती है।

किसी अणु की लूइस संरचना, इलेक्ट्रॉन बिंदु संरचना लिखने के लिए आवश्यक पद

1. लूइस संरचना लिखने के लिए सर्वप्रथम आवश्यक कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या संयुक्त होने वाले परमाणुओं के संयोजी इलेक्ट्रॉनों के योग के बराबर होती है , को ज्ञात कर लेते हैं। जैसे- CH_4 , में कुल संयोजकता इलेक्ट्रॉन 8 (4 कार्बन परमाणु से तथा 4 हाइड्रोजन परमाणुओं से) होते हैं।
2. संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या में ऋणायनों के लिए प्रति ऋणावेश एक इलेक्ट्रॉन जोड़ देते हैं, जबकि धनायनों के लिए प्रति धनावेश एक इलेक्ट्रॉन घटा देते हैं।
जैसे CO_3^{2-} : - में संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $C + 3 \times [O] + 2 = 4 + 3 \times [6] + 2 = 24$ तथा NH_4^+ ; में संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $N + 4 \times [H] - 1 = 5 + 4 \times 1 - 1 = 8$
3. संयुक्त होने वाले परमाणुओं के प्रतीकों तथा अणु की संरचना का ज्ञान होने पर अर्थात् कौनसे परमाणु किन परमाणुओं के साथ बन्ध बनाते हैं, परमाणुओं के बीच सभी इलेक्ट्रॉनों को, बंधित सहभाजी इलेक्ट्रॉन युग्मों के रूप में कुल आबंधों की संख्या के अनुपात में वितरित करना सरल हो जाता है।
4. सामान्यतः अणु में न्यूनतम विद्युत ऋणात्मकता वाला परमाणु केन्द्रीय परमाणु होता है। हाइड्रोजन तथा फ्लुओरीन के परमाणु अंतस्थ स्थान पर होते हैं। जैसे NF_3 तथा CO_3^{2-} में क्रमशः नाइट्रोजन तथा कार्बन केन्द्रीय परमाणु हैं।
5. अन्त में एकल बन्धों के लिए साझित इलेक्ट्रॉन युग्म लिखने के पश्चात् शेष बचे इलेक्ट्रॉन युग्मों को या तो बहु आबंध के लिए प्रयुक्त किया जाता है या वे एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों के रूप में उपस्थित रहते हैं।

लेकिन यहाँ मुख्य बात यह है कि सभी बन्धित परमाणुओं का अष्टक पूर्ण हो जाना चाहिए।

लेकिन हाइड्रोजन का द्विक पूर्ण होता है अर्थात् यह हीलियम के समान विन्यास प्राप्त करता है।

H₂, O₂, NF₃, HNO₃, CO₃²⁻ अणुओं तथा आयनों की लुईस बिंदु संरचना

अणु/आयन	लुईस संरचना	
H ₂	H : H	H - H
O ₂	:Ö::Ö:	:Ö=Ö:
O ₃		
NF ₃		
HNO ₃		
CO ₃ ²⁻		

इलेक्ट्रॉनिकी सिद्धान्त या अष्टक नियम

सन् 1916 में कॉसेल तथा लूइस ने परमाणुओं के बीच रासायनिक संयोजन का एक सिद्धान्त दिया था इस सिद्धान्त के अनुसार, परमाणुओं के मध्य बन्ध बनते समय इलेक्ट्रॉनों का एक परमाणु से दूसरे परमाणु पर स्थानान्तरण या इलेक्ट्रॉनों का साझा होता है जिसे 'रासायनिक आबंधन का इलेक्ट्रॉनिकी सिद्धान्त' या अष्टक नियम कहते हैं।

इसमें परमाणु अपने संयोजकता कोश का अष्टक पूर्ण करके स्थायित्व को प्राप्त करते हैं। इसी कारण उत्कृष्ट गैस बन्ध नहीं बनाती है क्योंकि इनमें अष्टक पूर्ण होता है अर्थात् इनके बाह्यतम कोश में आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं।

अष्टक नियम की सीमाएँ

यह मुख्य रूप से दूसरे आवर्त के तत्त्वों पर लागू होता है तथा इसकी सहायता से अधिकांश कार्बनिक यौगिकों की संरचनाओं को समझा जा सकता है।

अष्टक नियम के अपवाद

- केन्द्रीय परमाणु का अपूर्ण अष्टक (इलेक्ट्रॉन न्यून यौगिक) वे यौगिक जिनके केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या आठ से कम होती है। इन्हें इलेक्ट्रॉन न्यून यौगिक कहते हैं। ये यौगिक अष्टक नियम का पालन नहीं करते हैं। उदाहरण LiCl, BeH₂

- वे अणु जिनमें इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या विषम होती है। इनमें सभी परमाणुओं में अष्टक नियम का पालन नहीं होता है। जैसे-NO (नाइट्रिक ऑक्साइड 15 इलेक्ट्रॉन), NO₂ (नाइट्रोजन डाइऑक्साइड) 23 इलेक्ट्रॉन।
- अष्टक का प्रसार-आवर्त सारणी के तीसरे तथा इसके आगे के आवर्त के तत्त्वों में बन्ध बनाने के लिए 3s तथा 3p कक्षकों के अतिरिक्त 3d कक्षक भी उपलब्ध होते हैं। इन तत्त्वों के कुछ यौगिकों में केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर आठ से अधिक इलेक्ट्रॉन होते हैं, इसे अष्टक का प्रसार कहते हैं। उदाहरण PF₅, SF₆, H₂SO₄ तथा IF₇
- संक्रमण तत्त्वों से बने यौगिकों में संक्रमण तत्त्वों के आयनों बाह्यतम कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या 9 से 18 तक होती है अतः ये अष्टक नियम का पालन नहीं करते हैं। उदाहरण TI³⁺ (2, 8, 9), Mn²⁺ (2, 8, 13), Fe²⁺ (2, 8, 14), Cu⁺ (2, 8, 18) तथा Zn²⁺ (2, 8, 18) इत्यादि
- अष्टक नियम उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है, परन्तु कुछ उत्कृष्ट गैसों (जैसे-क्रिप्टॉन तथा जीनॉन) ऑक्सीजन तथा फ्लुओरीन से क्रिया करके कई यौगिक बनाती हैं। जैसे KrF₂, XeF₂, XeF₄
- अष्टक नियम द्वारा अणु की आकृति स्पष्ट नहीं होती है।
- यह अणु की ऊर्जा, अर्थात् उसके सापेक्ष स्थायित्व की व्याख्या नहीं करता है।

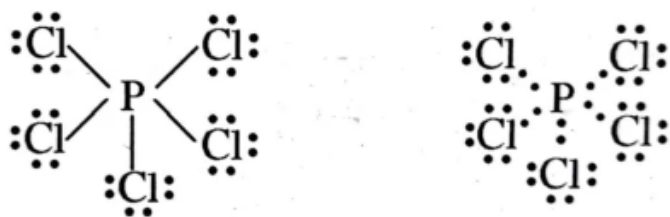
फॉर्मल आवेश

बहुपरमाणुक अणु या आयन के किसी परमाणु का फॉर्मल आवेश उसकी विगलित स्थिति (अर्थात् मुक्त परमाणु अवस्था) में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या तथा लूइस संरचना में उस परमाणु को प्रदत्त इलेक्ट्रॉनों की संख्या के अंतर के बराबर होता है।

फार्मल आवेश सूत्र

किसी परमाणु पर फार्मल आवेश = परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या-एकाकी इलेक्ट्रॉनों की कुल-बंधों की कुल संख्या

PCl₅ की लूईस संरचना—



$$P \text{ फॉर्मल आवेश} = 5 - 0 - 5 = 0$$

$$Cl \text{ फॉर्मल आवेश} = 7 - 6 - 1 = 0$$

फॉर्मल आवेश से सम्बन्धित महत्वपूर्ण तथ्य

- फॉर्मल आवेश का सिद्धान्त आबंधन की शुद्ध सहसंयोजी प्रकृति पर आधारित होता है , जिसमें आबंधित परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों का समान साझा होता है।
- एक उदासीन अणु में सभी परमाणुओं के फॉर्मल आवेश का योग शून्य होता है।
- किसी अणु में जब सभी बन्ध सहसंयोजी होते हैं तो उस अणु में उपस्थित सभी परमाणुओं का फॉर्मल आवेश शून्य होता है।
- किसी आयन में उपस्थित सभी परमाणुओं के फॉर्मल आवेश का योग , उस आयन पर उपस्थित आवेश के बराबर होता है।
- जब किसी अणु में उपसहसंयोजी बन्ध उपस्थित होता है तो दाता परमाणु पर फॉर्मल आवेश +1 तथा ग्राही परमाणु पर फॉर्मल आवेश -1 होता है क्योंकि उपसहसंयोजी बन्ध के बनने पर दाता परमाणु से इलेक्ट्रॉन अभ्र ग्राही परमाणु की ओर प्रतिस्थापित होता है।

सहसंयोजक बंध सहसंयोजी आबन्ध

सहसंयोजी आबंध (Covalent Bond) सन् 1919 में लैंगम्यूर ने लूइस अभिगृहितों में संशोधन करके उनके स्थान पर सहसंयोजक आबंध का प्रयोग किया। दो समान या असमान विद्युत ऋणी परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन युग्म के साझे से बने बन्ध को सहसंयोजी आबन्ध कहते हैं।

उदाहरण Cl₂, H₂O, CCl₂

किसी अणु में उपस्थित वे इलेक्ट्रॉन युग्म जो बन्ध के निर्माण में भाग लेते हैं उन्हें बन्धित इलेक्ट्रॉन युग्म तथा वे इलेक्ट्रॉन युग्म जो बन्ध के निर्माण में भाग नहीं लेते हैं उन्हें अबन्धित या एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म कहते हैं।

सहसंयोजक बंध के प्रकार

सहसंयोजक बंध तीन प्रकार के होते हैं

एकल बन्ध :- जब दो परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन युग्म का साझा होता है तो बने बन्ध को एकल बन्ध कहते हैं।

द्वि-आबंध :- जब दो परमाणुओं के मध्य दो इलेक्ट्रॉन युग्मों का साझा होता है , तो उनके बीच बने सहसंयोजी आबन्ध को 'द्वि-आबंध' कहते हैं।

त्रिआबन्ध :- जब दो परमाणुओं के मध्य तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों का साझा होता है तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों के साझे से बने बन्ध को त्रिआबन्ध कहते हैं।

सहसंयोजी आबन्ध बनने के नियम

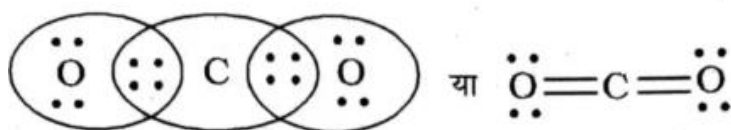
- प्रत्येक आबंध का निर्माण परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन युग्म के साझे से होता है।
- संयुक्त होने वाला प्रत्येक परमाणु साझे के युग्म में एक-एक इलेक्ट्रॉन का योगदान देता है।
- इलेक्ट्रॉनों के साझे से संयुक्त होने वाले परमाणु अपने बाह्यतम कोश में सामान्यतः उत्कृष्ट गैस के समान विन्यास प्राप्त कर लेते हैं, अर्थात् उनका अष्टक पूर्ण हो जाता है।

सहसंयोजक बंध उदाहरण

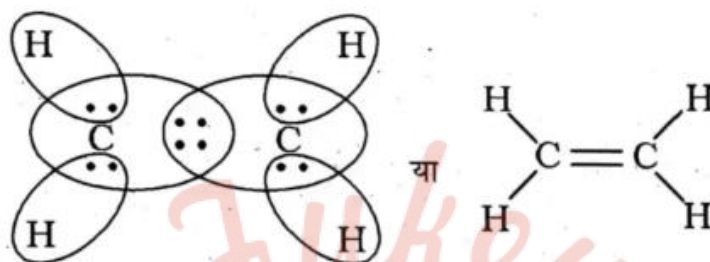
CO_2 , C_2H_4 , N_2 , C_2H_2 , CO_3^{2-}

यहाँ बिन्दु इलेक्ट्रॉनों को दर्शाते हैं तथा इन संरचनाओं को लुईस बिन्दु संरचनाएँ कहते हैं।

CO₂ (कार्बन डाइऑक्साइड)



C₂H₄ (एथीन)



N₂ (नाइट्रोजन अणु)



C₂H₂ (एथाइन)



CO₃²⁻ (कार्बोनेट आयन)



सहसंयोजी यौगिकों के सामान्य अभिलक्षण :- वे यौगिक जिनमें सहसंयोजी बन्ध पाया जाता है उन्हें सहसंयोजी यौगिक कहते हैं। सहसंयोजी यौगिकों लक्षण

भौतिक अवस्था :- सहसंयोजी यौगिक कक्ष ताप पर गैस, द्रव या ठोस अवस्था में पाए जाते हैं तथा ये विविक्त अणुओं के रूप में पाए जाते हैं। जिनके मध्य वाण्डरवाल बल की प्रबलता के आधार पर ये गैस, द्रव या ठोस होते हैं।

उदाहरण-गैस-N₂, O₂, F₂, Cl₂, CO₂, इत्यादि द्रव-Br₂, CHCl₃, CCl₄ इत्यादि ठोस-I₂, SiO₂, हीरा, ग्रेफाइट इत्यादि।

गलनांक तथा क्वथनांक :- सहसंयोजी यौगिकों के गलनांक तथा क्वथनांक आयनिक यौगिकों की तुलना में कम होते हैं क्योंकि इनके अणुओं के मध्य दुर्बल वान्डरवाल बल पाया जाता है जिसे तोड़ने के लिए कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

अपवाद - हीरा, ग्रेफाइट, ऐलुमिनियम नाइट्राइड (AIN) तथा सिलिकन कार्बाइड या कार्बोइन्डम (SiC) के गलनांक तथा क्वथनांक अपेक्षाकृत उच्च होते हैं क्योंकि इनकी त्रिविमीय जालिकाबद्ध संरचना होती है।

समावयवता :- सहसंयोजी बन्ध दृढ़ तथा दिशात्मक होते हैं, अतः सहसंयोजी यौगिकों में समावयवता का गुण पाया जाता है।

क्रियाशीलता :- सहसंयोजी यौगिकों की क्रियाशीलता कम होती है क्योंकि इनमें रासायनिक अभिक्रिया अणुओं के मध्य होती है (आण्विक अभिक्रिया) जिनमें बन्ध के टूटने तथा बनने में काफी समय लगता है।

चालकता :- सामान्यतः सहसंयोजी यौगिकों की गलित अवस्था या विलयन में विद्युत का चालन नहीं होता है क्योंकि इनमें मुक्त इलेक्ट्रॉन या मुक्त आयन अनुपस्थित होते हैं।

अपवाद :- ग्रेफाइट ठोस अवस्था में भी विद्युत चालन करता है क्योंकि इसमें परतों के मध्य मुक्त इलेक्ट्रॉन पाए जाते हैं

विलेयता :- विलेयता के सामान्य सिद्धान्त 'समान समान को घोलता है' (Like dissolves Like) के अनुसार आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायकों में तथा सहसंयोजी यौगिक अध्रुवीय विलायकों (कार्बनिक विलायकों) में विलेय होते हैं। उदाहरण- CHCl_3 , CCl_4 , बेन्जीन, ईथर, पेट्रोल, CS_2

अपवाद :- वे सहसंयोजी यौगिक जो जल के साथ हाइड्रोजन बन्ध बनाते हैं वे जल में विलेय होते हैं जैसे ग्लूकोज, शर्करा, ऐल्कोहॉल

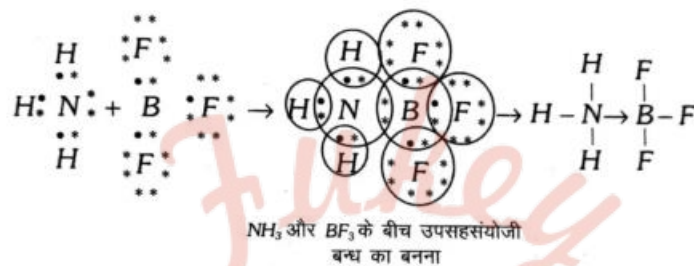
उपसहसंयोजी आबन्ध उपसहसंयोजक बन्ध

जब दो परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों के असमान साझे से बन्ध बनता है तो इसे उपसहसंयोजी बन्ध कहते हैं अर्थात् उपसहसंयोजी बन्ध बनते समय साझे के लिए दोनों इलेक्ट्रॉन एक ही परमाणु द्वारा दिए जाते हैं जिसे दाता परमाणु व दूसरे परमाणु को ग्राही परमाणु कहा जाता है।

इसे दाता से ग्राही की ओर एक तीर के निशान () द्वारा दर्शाया जाता है लेकिन साझे के इलेक्ट्रॉन युग्म को दोनों परमाणुओं पर ही माना जाता है।

अतः उपसहसंयोजी बन्ध एक विशेष प्रकार का सहसंयोजी बन्ध होता है।

उपसहसंयोजी बन्ध बनने के लिए दाता परमाणु के पास न्यूनतम एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म तथा ग्राही परमाणु के पास एक रिक्त कक्षक होना चाहिए।



उदाहरण: CO, N₂O, H₂O₂, N₂O₃, N₂O₄, N₂O₅, HNO₃, NO₃⁻, SO₂, SO₃, H₂SO₄, SO₄²⁻, SO₂²⁻, H₃PO₄, H₄P₂O₇, H₃PO₃, Al₂Cl₆ (निर्जलीय), O₃, SO₂Cl₂, SOCl₂, HIO₃, HClO₄, HClO₃, CH₃NC, N₂H₅⁺, CH₃NO₂, NH₄⁺, [Cu(NH₃)₄]²⁺ आदि।

उपसहसंयोजी यौगिकों के गुण

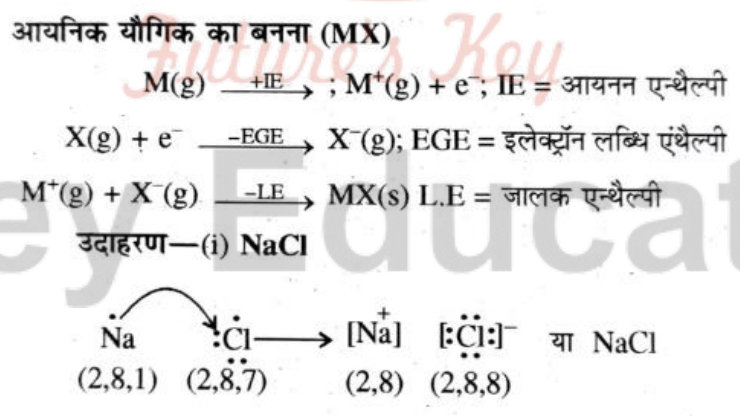
1. इनके गलनांक व क्वथनांक शुद्ध सहसंयोजी यौगिकों से अधिक तथा शुद्ध आयनिक यौगिकों से कम होते हैं।
2. यह जल अर्थात् ध्रुवीय विलायकों में अत्यंत कम घुलनशील व कार्बनिक विलायकों में शीघ्रता से घुलने वाले होते हैं।
3. यह विद्युत के अच्छे चालक नहीं हैं। इनमें विलेय अवस्था तथा गलित अवस्था में भी विद्युत का चालन नहीं हो पाता है।
4. ये बन्ध दृढ़ तथा दिशात्मक होते हैं अतः उपसहसंयोजी यौगिक समावयवता प्रदर्शित करते हैं
5. ऐसे यौगिक जिनमें उपसहसंयोजी बंध होता है उनके परावैद्युत स्थिरांक का मान उच्च होता है।

आयनिक बंध

जब विद्युती धनी (धातु) परमाणु से विद्युत ऋणी (अधातु) परमाणु पर इलेक्ट्रॉनों का पूर्ण स्थानान्तरण होता है ये स्थिर वैद्युत आकर्षण बल द्वारा बंधित हो जाते हैं, इसे ही आयनिक बन्ध कहते हैं। उदाहरण-NaCl, CaCl₂ ... etc

आयनिक बन्ध का निर्माण

- 1. धातु की निम्न आयनन एन्थैल्पी :-** आयनन एन्थैल्पी का मान कम होने पर धनायन आसानी से बन जाते हैं, इसी कारण क्षार धातु तथा क्षारीय मृदा धातु आसानी से धनायन बनाती हैं।
- 2. अधातु की उच्च ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी :-** अधातु की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी उच्च (ऋणात्मक) होने पर उसकी इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति अधिक होती है अतः वह आसानी से ऋणायन बनाता है। इसी कारण हैलोजन की ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति अधिक होती है।
- 3. उच्च जालक एन्थैल्पी :-** गैसीय धनायनों तथा ऋणायनों के आकर्षण से एक मोल आयनिक क्रिस्टल के बनने पर मुक्त ऊर्जा को जालक ऊर्जा कहते हैं। जालक ऊर्जा का मान जितना अधिक होगा आयनिक यौगिक का निर्माण उतना ही आसान होगा तथा क्रिस्टल संरचना अधिक स्थायी होगी।



आयनिक यौगिक

स्थिर वैद्युत आकर्षण बल या कूलाम्बिक बल जो विपरीत आवेशित आयनों को बाँधे रखता है उसे आयनिक बन्ध कहते हैं इस प्रकार बने यौगिकों को आयनिक यौगिक कहते हैं

एक आयनिक यौगिक का सूत्र :- एक आयनिक यौगिक जो कि दो आयनों से बना हुआ है जिनकी विद्युत संयोजकता क्रमशः X, Y है का सूत्र लिखने के लिए निम्न तथ्यों का ध्यान रखना चाहिए

- आयनों प्रतीकों को इस प्रकार लिखिये कि धनात्मक आयन बायीं तरफ तथा ऋणात्मक आयन दायीं तरफ हो जैसे AB
- प्रत्येक प्रतीक के शीर्ष पर विद्युत संयोजकताओं को अंक में लिखिये $A^x B^y$
- उनकी संयोजकताओं को H.C.F से विभाजित करिए।
- अब क्रिस क्रॉस नियम के अनुसार अतः सूत्र $A_y B_x$

आयनिक यौगिकों के सामान्य अभिलक्षण :- आयनिक यौगिकों के सामान्य अभिलक्षण

भौतिक अवस्था :- आयनिक यौगिक सामान्यतः कठोर क्रिस्टलीय ठोस होते हैं क्योंकि धनायनों तथा ऋणायनों के मध्य प्रबल स्थिर वैद्युत आकर्षण पाया जाता है जिसके कारण क्रिस्टल जालक में आयन पास-पास स्थित होते हैं।

समावयवता :- आयनिक यौगिकों में त्रिविम समावयवता का गुण नहीं पाया जाता है क्योंकि आयनिक बन्ध अदिशात्मक होता है। आयनिक क्रिस्टल बनते समय आयन सभी दिशाओं में जुड़ते हैं।

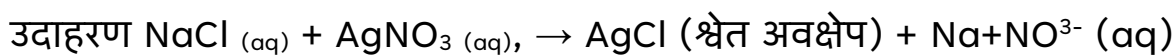
भंगुर प्रकृति :- आयनिक यौगिक भंगुर प्रकृति के होते हैं अर्थात् बल लगाने पर ये छोटे-छोटे टुकड़ों में टूट जाते हैं। आयनिक क्रिस्टलों में आयनों की व्यवस्था निश्चित होती है जिसमें प्रत्येक आयन, विपरीत आवेशित आयनों की निश्चित संख्या से घिरा होता है। जब आयनिक यौगिक पर बाह्य बल लगाया जाता है तो आयनों की परतें खिसकती हैं जिसके कारण समान आवेश वाले आयन एक आमने-सामने आ जाते हैं जो कि एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं जिससे क्रिस्टल में विकृति आकर यौगिक छोटे-छोटे टुकड़ों में विभक्त हो जाता है।

गलनांक तथा क्वथनांक :- आयनिक यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक उच्च होते हैं क्योंकि आयनों के मध्य प्रबल स्थिर वैद्युत आकर्षण बल पाया जाता है जिसे तोड़ने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। गलनांक का क्रम $MgO > CaO > SrO > BaO$

क्रियाशीलता :- विलयन में आयनिक यौगिकों के मध्य अभिक्रिया तीव्र गति से होती है।

(तात्क्षणिक अभिक्रियाएँ) क्योंकि विलयन में आयन स्वतंत्र अवस्था में रहते हैं जिसके कारण

विपरीत आवेशित आयन तुरन्त क्रिया कर लेते हैं। इन अभिक्रियाओं को आयनिक अभिक्रियाएँ कहते हैं।



NaCl के जलीय विलयन में AgNO₃ का जलीय विलयन मिलाने पर तुरन्त AgCl का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है।

चालकता :- ठोस अवस्था में आयनिक यौगिक विद्युत के अति अल्प चालक (लगभग कुचालक) होते हैं क्योंकि ठोस अवस्था में आयन स्वतंत्र नहीं होते हैं लेकिन गलित अवस्था या विलयन में आयन स्वतंत्र हो जाते हैं अतः विलयन में आयनिक यौगिक विद्युत के सुचालक होते हैं।

विलेयता :- आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायकों में विलेय होते हैं। जल सर्वोत्तम ध्रुवीय विलायक होता है क्योंकि इसके परावैद्युतांक (Dielectric constant) का मान अधिक होता है। उदाहरण- क्षार धातुओं के हैलाइडों की जल में विलेयता वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ती है। LiCl < NaCl < KCl < RbCl < CsCl

आयनिक बन्ध आयनिक यौगिकों के गुण

1. आयनिक यौगिक मुख्यतः क्रिस्टलीय प्रकृति के होते हैं। इनकी एक निश्चित ज्यामितीय या जालक व्यवस्था होती है जिसमें आयन निश्चित क्रम में व्यवस्थित रहते हैं।
2. आयनिक यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक अधिक होते हैं। सोडियम के हैलाइड और द्वितीय समूह के ऑक्साइडों में गलनांक और क्वथनांक का क्रम निम्न है NaF > NaCl > NaBr > NaI, MgO > CaO > BaO
3. आयनिक यौगिक प्रकृति में कठोर एवं भंगुर होते हैं।
4. आयनिक ठोस विद्युत प्रवाहित नहीं करते हैं, जबकि पिघली हुई अवस्था अथवा विलयन में आयनिक यौगिक विद्युत प्रवाहित करते हैं।
5. आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायकों में आसानी से घुल जाते हैं किन्तु अध्रुवीय विलायकों में ये अघुलनशील होते हैं।
6. आयनिक बन्ध अदिशात्मक होते हैं, अतः यह त्रिविम समावयवता प्रदर्शित नहीं करते हैं जैसे प्रकाशीय समावयवता व ज्यामितीय समावयवता

7. आयनिक पदार्थ जलीय विलयन में आयन देते हैं इनकी रासायनिक क्रियाएँ आयनिक क्रियाएँ होती हैं जो कि तीव्रगामी होती हैं। $K^+Cl^- + Ag^+NO_3^- \rightarrow Ag^+Cl^- \downarrow + K^+NO_3^-$, (अवक्षेप)
8. आयनिक यौगिक समरूपता प्रदर्शित करते हैं।
9. आयनिक यौगिक का प्रशीतन वक्र सतत् नहीं होता, इसमें दो विराम बिन्दु होते हैं जो कि प्रशीतन के समय को प्रकट करते हैं

आबंध बन्ध लम्बाई

दो बन्धीय परमाणुओं के केन्द्रकों के मध्य की दूरी बन्ध लम्बाई कहलाती है। इसे A या pm (पिकोमीटर) के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।

($1A = 10^{-10}m$) या ($10^{-12}m$)

आयनिक यौगिकों में बन्ध लम्बाई का मान दोनों परमाणुओं के आयनिक त्रिज्याओं के योग के बराबर होता है

($d = r_+ + r_-$) तथा सहसंयोजी यौगिकों में बन्ध लम्बाई उनकी सहसंयोजी त्रिज्याओं के योग के बराबर होती है

(HCl के लिए, $d = r_H + r_{Cl}$)

आबंध लम्बाई को प्रभावित करने वाले कारक

- परमाणुओं का आकार बढ़ने पर इनकी बन्ध लम्बाई का मान भी जाता है H - X में लम्बाई होगा
- $HI > HBr > HCl > HF$
- बहुबन्धुता बढ़ने पर बन्ध लम्बाई घटती जाती है। कार्बन-कार्बन के मध्य बहुबन्धुता के आधार पर बन्ध लम्बाई, बहुबन्धुता के बढ़ने पर घटती है, $C = C < C = C < C - C$
- s-कक्षक आकार में छोटा होता है। अतः संकरण में s लक्षण के बढ़ने पर संकरित कक्षक आकार में छोटा होगा तथा बन्ध लम्बाई भी उतनी ही कम हो जायेगी। $sp < sp^2 < sp^3$
- अध्रुवीय अणु में परमाणुओं के मध्य बन्ध लम्बाई, ध्रुवीय अणु में बन्ध लम्बाई की तुलना में अधिक होती है।

आबंध ऊर्जा

किसी अणु के परमाणुओं के मध्य किसी विशेष बन्ध (1 मोल) को तोड़कर उन्हें गैसीय अवस्था के परमाणुओं में, परिवर्तित करने के लिए जितनी ऊर्जा की आवश्यकता होती है; वह बन्ध की विघटन ऊर्जा या बन्ध ऊर्जा कहलाती है। बन्ध ऊर्जा को kJmol^{-1} के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है अतः बन्ध की विघटन ऊर्जा जितनी अधिक होगी बन्ध उतना ही अधिक मजबूत होगा।

आबंध ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक

1. परमाणु का आकार बढ़ने पर, बन्ध लम्बाई भी बढ़ जाती है तथा बन्ध की विघटन ऊर्जा उतनी ही कम हो जाती है तथा बन्ध की शक्ति उतनी ही कम जाती है।
2. यदि समान परमाणुओं के मध्य बन्धों की संख्या बढ़ती है तो बन्ध की संख्या बढ़ने के साथ-साथ बन्ध की विघटन ऊर्जा भी बढ़ जाती है क्योंकि परमाणु पास-पास आ जाते हैं।
3. बन्धीय परमाणुओं पर एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म की संख्या बढ़ने पर, परमाणुओं के मध्य प्रतिकर्षण उतना ही अधिक बढ़ जाता है तथा उनकी बन्ध विघटन ऊर्जा उतनी ही कम हो जाती है।
4. यदि किसी संकरित कक्षक की प्रकृति जितनी अधिक होगी तब उसकी बन्ध ऊर्जा भी उतनी ही अधिक हो जायेगी। अतः बन्ध ऊर्जा का घटता क्रम होगा, $sp > sp^2 > sp^3$
5. ऋण विद्युतता में अन्तर बढ़ने पर, बन्ध ध्रुवीयता भी बढ़ जाती है और बन्ध ध्रुवीयता बढ़ने पर बन्ध की शक्ति भी उतनी ही बढ़ जाती है तथा उसकी बन्ध ऊर्जा का मान भी बढ़ जाता है। जैसे निम्न में बन्ध ऊर्जा का क्रम, $\text{H-F} > \text{H-Cl} > \text{H-Br} > \text{H-I}$,
6. हैलोजन $\text{Cl-Cl} > \text{F-F} > \text{Br-Br} > \text{I-I}$, में बन्ध ऊर्जा क्रम, अनुनाद बन्ध ऊर्जा बढ़ाता है।

आबंध कोण

यदि अणु तीन या तीन से अधिक परमाणुओं से मिलकर बना होता है तो बन्धीय कक्षकों के मध्य औसत कोण (दो सहसंयोजक बन्धों के मध्य) बन्ध कोण (θ) कहलाता है।

बन्ध कोण को प्रभावित करने वाले कारक

(i) केन्द्रीय धातु या परमाणु से जुड़े आयन या समूह के मध्य प्रतिकर्षण बन्ध कोण को बढ़ा अथवा घटा सकता है।

(ii) संकरण में s-संकरित बन्ध का s-लक्षण बढ़ने पर बन्ध कोण भी बढ़ जाता है $sp < sp^2 < sp^3$

(iii) यदि इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या बढ़ती है तो बन्ध कोण लगभग 2.5 % घटता जाता है।

आबन्ध कोटि

किसी अणु में दो परमाणुओं के मध्य स्थित आबन्धों की संख्या को आबन्ध कोटि कहते हैं। जैसे- H_2 (H-H) आबन्ध कोटि = 1, O_2 (O = O) आबन्ध कोटि = 2 है।

समइलेक्ट्रॉनीय स्पीशीज (अणु तथा आयन) में आबंध कोटि समान होती है जैसे F_2 तथा O_2^{2-} में आबन्ध कोटि 1 है दोनों में इलेक्ट्रॉनों की संख्या 18 है।

इसी प्रकार N_2 , CO तथा NO^+ की आबन्ध कोटि भी समान है जो कि 3 है। सामान्यतः आबन्ध कोटि बढ़ने पर आबन्ध एन्थैल्पी बढ़ती है, अतः आबन्ध लम्बाई कम होती है इस कारण स्थायित्व बढ़ता है अर्थात्

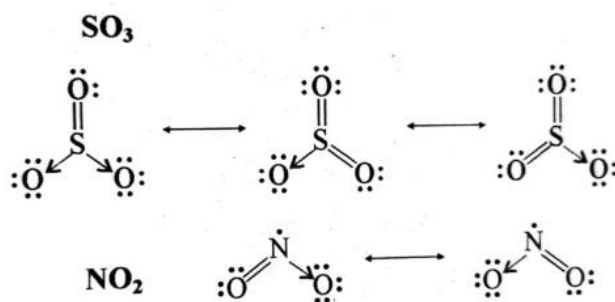
आबन्ध एन्थैल्पी \propto आबन्ध कोटि

$$\text{आबन्ध लम्बाई} = \frac{1}{\text{आबन्ध कोटि}}$$

अनुनाद संरचनाएँ

जब किसी अणु को केवल एक लूइस संरचना द्वारा नहीं दर्शाया जा सके, तो समान ऊर्जा, नाभिकों (परमाणुओं) की समान स्थितियों तथा समान आबंधी एवं अनाबंधी इलेक्ट्रॉन युग्मों युक्त कई संरचनाएँ लिखी जाती हैं। इन्हें अनुनादी संरचनाएँ कहते हैं तथा इन अनुनादी संरचनाओं के मिश्रित रूप को अनुनाद संकर कहते हैं जो कि अणु की वास्तविक स्थिति को दर्शाता है तथा इस धारणा को अनुनाद कहते हैं।

SO₃ NO₂ अनुनाद संरचनाएँ



अनुनाद के नियम

1. अनुनाद यौगिक को स्थायित्व प्रदान करता है, क्योंकि अनुनाद संकर की ऊर्जा किसी भी विहित (अनुनादी) संरचना की ऊर्जा से कम होती है।
2. अनुनाद के कारण आबंधों के लक्षण (बन्ध लम्बाई, बन्ध ऊर्जा आदि) औसत मान प्राप्त करते हैं।
3. विहित संरचनाओं का वास्तव में कोई अस्तित्व नहीं होता है।
4. यौगिक का अणु कुछ समय के लिए किसी एक विहित संरचना के रूप में उपस्थित हो, जबकि कुछ समय किसी दूसरी विहित संरचना के रूप में रहे, वास्तव में ऐसा नहीं होता है।
5. विहित संरचनाओं में चलावयवों (कीटो तथा इनॉल) के मध्य पाए जाने वाले साम्य जैसा कोई साम्य नहीं होता है।
6. अणु की केवल वास्तविक एक संरचना होती है, जो कि विहित संरचनाओं का अनुनाद संकर होती है। लेकिन उसे केवल एक लूइस संरचना द्वारा प्रदर्शित नहीं किया जा सकता है।
7. विभिन्न अनुनादी संरचनाओं (विहित रूप) में केवल इलेक्ट्रॉनों की व्यवस्था बदलती है, परमाणु की नहीं।
8. अनुनादी संरचनाओं में बन्धित तथा एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या का योग समान रहता है।
9. अनुनादी संरचनाओं की ऊर्जा लगभग समान होती है।
- 10 अनुनादी संरचनाओं में दो पास-पास स्थित परमाणुओं पर समान आवेश नहीं होना चाहिए तथा विपरीत आवेश अधिक पृथक् होने चाहिए।

अनुनाद ऊर्जा

किसी यौगिक में सर्वाधिक स्थायी अनुनादी संरचना (सबसे कम ऊर्जा की संरचना) की ऊर्जा तथा अनुनाद संकर की ऊर्जा का अन्तर अनुनाद ऊर्जा कहलाता है।

सामान्यतः यह प्रायोगिक तथा सैद्धान्तिक संभवन ऊष्माओं के अन्तर के बराबर होती है। अनुनाद ऊर्जा का मान अधिक होने पर अणु का स्थायित्व अधिक होता है।

आबंध ध्रुवणता या बन्ध की ध्रुवता

जब दो समान परमाणुओं के बीच (जैसे- H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 तथा F_2) सहसंयोजी आबंध बनता है, तब साझित इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं द्वारा समान रूप से आकर्षित होता है। इससे यह इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों नाभिकों के बीच में रहता है। इस प्रकार के आबंध को 'अध्रुवीय सहसंयोजी आबंध' कहते हैं।

लेकिन HF जैसे विषम परमाणुक अणु में दो परमाणुओं के बीच साझित इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक विद्युत ऋणी परमाणु फ्लुओरीन की ओर विस्थापित हो जाता है। इस प्रकार के आबंध को ध्रुवीय सहसंयोजक आबंध कहते हैं।

दो परमाणुओं के मध्य विद्युत ऋणता में अन्तर बढ़ने पर अणु की ध्रुवता भी बढ़ती है तथा ध्रुवता के कारण ऐसे अणु में द्विध्रुव आघूर्ण उत्पन्न हो जाता है।

द्विध्रुव आघूर्ण

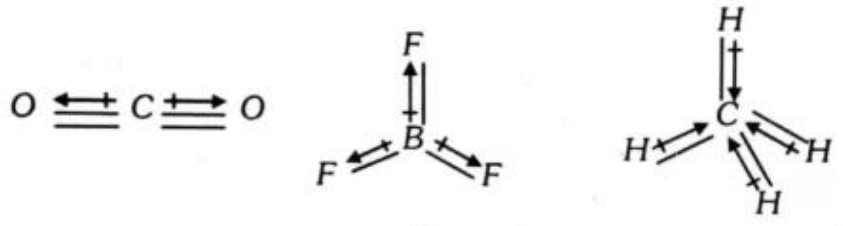
किसी ध्रुवीय अणु में आवेश के मान तथा आवेशों के बीच की दूरी के गुणनफल को द्विध्रुव आघूर्ण कहते हैं।

द्विध्रुव आघूर्ण (μ) = आवेश (Q) \times (d) आवेशों के बीच की दूरी

द्विध्रुव आघूर्ण का मात्रक डिबाए है।

1 D = 3.33×10^{-30} C-m जहाँ C = कूलाम

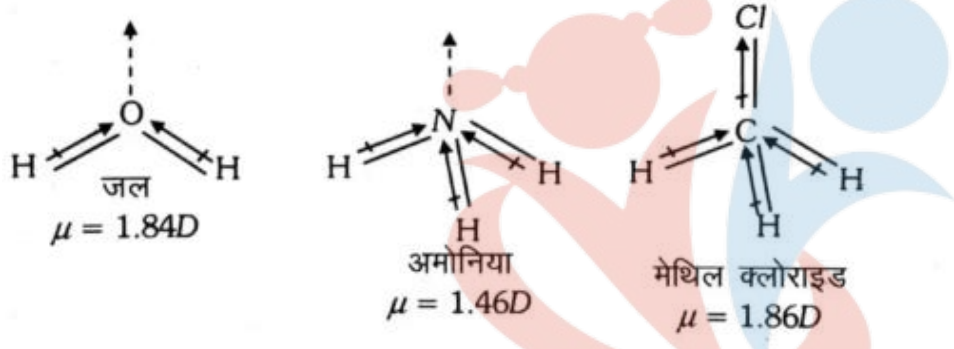
सममित बहुपरमाण्विक अणु ध्रुवीय नहीं होते, इसलिए इनके द्विध्रुव आघूर्ण का कोई मान नहीं होता है।



$\mu = 0$ सममितता के कारण

सममित बहुपरमाण्विक अणु

असममित बहुपरमाण्विक अणु :- द्विध्रुव आघूर्ण का हमेशा कुछ न कुछ मान होता है। अणु जो कि प्रकृति में ध्रुवीय हैं जैसे H_2O , CH_3Cl , NH_3 आदि में द्विध्रुव आघूर्ण का एक निश्चित धनात्मक मान होता है।



$\mu \neq 0$ असममितता के कारण

असममित बहुपरमाण्विक अणु

द्विध्रुव आघूर्ण के उपयोग

अणुओं की ज्यामिति ज्ञात करने में :

- (i) CO_2 , CS_2 अणु रेखीय होते हैं क्योंकि उनके द्विध्रुव आघूर्ण का मान शून्य होता है।
- (ii) H_2O , NH_3 चतुष्फलकीय नहीं होते क्योंकि उनमें द्विध्रुव आघूर्ण होता है।

फायान्स का नियम

फजान/ फायान्स का नियम :- आयनिक यौगिकों या आयनिक बन्धों में ध्रुवीयता का बढ़ना या सहसंयोजक गुण का बढ़ना कई कारकों पर निर्भर करता है, इन कारकों का वर्णन फजान ने किया था अतः सम्बन्धित नियम फजान का नियम कहलाता है।

यौगिक में जब धनायन, ऋणायन के इलेक्ट्रॉन अभ्र को अपनी ओर आकर्षित करता है तो उनके मध्य आवेश की मात्रा बढ़ती है जिससे दोनों नाभिकों के मध्य इलेक्ट्रॉनीय आवेश घनत्व में वृद्धि होती है।

इसे ऋणायन का ध्रुवण कहते हैं तथा इससे आयनिक बन्ध में आंशिक सहसंयोजी लक्षण आ जाता है।

धनायन की ध्रुवण क्षमता तथा ऋणायन के ध्रुवण की मात्रा बढ़ने से आबन्ध में सहसंयोजी गुण अधिक आता है। इसे फायान का नियम भी कहते हैं।

कारक-आयनिक यौगिकों में सहसंयोजी लक्षण का आना

1. धनायन पर अधिक आवेश
2. धनायन का छोटा आकार
3. ऋणायन पर अधिक आवेश
4. ऋणायन का बड़ा आकार
5. धनायन का उत्कृष्ट गैस विन्यास

दोनों आयनों में से किसी एक पर अत्यधिक आवेश :-

जैसे-जैसे आयन पर आवेश बढ़ता है ऋणायन के बाह्य इलेक्ट्रॉनों के लिए धनायन का विद्युतस्थैतिक आकर्षण भी बढ़ता जाता है। जिसके फलस्वरूप सहसंयोजक बन्ध बनाने की इनकी क्षमता भी बढ़ती है।

धनायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास :- समान आकार तथा आवेश के दो आयनों के लिए, उत्कृष्ट गैस विन्यास (अर्थात् बाह्यतम कोश में 18 इलेक्ट्रॉन) वाला आयन, उत्कृष्ट गैस विन्यास (अर्थात् बाह्यतम कोश में 8 इलेक्ट्रॉन) वाले धनायन से अधिक ध्रुवीय होगा।

धनायन का छोटा आकार :- छोटे आकार का धनायन, ऋणायन का ध्रुवण अधिक मात्रा में करता है जिससे बन्ध के सहसंयोजी लक्षण में वृद्धि होती है।

ऋणायन का बड़ा आकार :- ऋणायन का आकार बढ़ने पर ध्रुवीकरण क्षमता बढ़ जाती है तथा सहसंयोजक गुण भी उतना ही अधिक हो जाता है।

फायान के नियम के अनुप्रयोग

यौगिकों के गलनांक तथा क्वथनांक :- ऋणायन का ध्रुवण बढ़ने पर बन्ध के सहसंयोजी लक्षण में वृद्धि होती है जिसके परिणामस्वरूप यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक में कमी होती है क्योंकि सहसंयोजी यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक आयनिक यौगिकों की अपेक्षा कम होते हैं।

ऑक्साइडों की अम्लीय तथा क्षारीय प्रवृत्ति :-

आयनिक विभव (क) का मान बढ़ने पर ऑक्साइडों की अम्लीय प्रवृत्ति बढ़ती है तथा क्षारीय प्रवृत्ति में कमी होती है।

यौगिकों के रंग :- ऋणायन का आकार बढ़ने पर उसका ध्रुवण बढ़ता है जिससे यौगिक रंगीन होता है।

संयोजी कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त

लूइस अवधारणा से अणुओं की आकृति की व्याख्या करना संभव नहीं है। संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिषण (VSEPR) सिद्धान्त की सहायता से सहसंयोजी अणुओं की आकृति को सरलता से समझाया जा सकता है।

VSEPR सिद्धान्त सर्वप्रथम सिजविक तथा पॉवेल ने 1940 में दिया था। इसके बाद 1957 में नाइहोम तथा गिलेस्पी ने इसको विकसित करके इसमें कुछ संशोधन किए। यह सिद्धान्त परमाणुओं के संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों के मध्य प्रतिकर्षण पर आधारित है।

यह सिद्धान्त सिजविक व पॉवेल (1940) नामक वैज्ञानिक ने अणु की आकृति व ज्यामिति को स्पष्ट करने के लिए दिया था। इस सिद्धान्त के अनुसार केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर बन्धों की व्यवस्था इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण (बन्धीय व अनआबन्धीय) पर निर्भर करती है। गिलेस्पी और नायहॉम ने इस सिद्धान्त को विकसित किया व इसे VSEPR कहा।

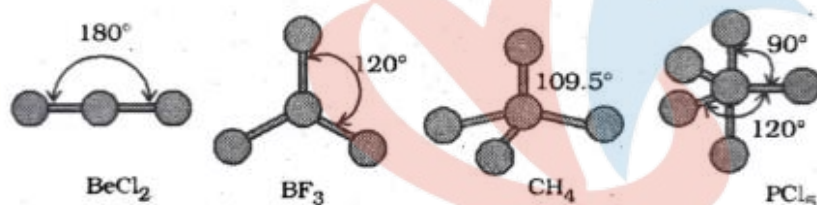
VSEPR सिद्धान्त की मुख्य अवधारणाएं

1. बहुपरमाण्विक अणु जिनमें 3 या अधिक परमाणु जिस माध्यमिक परमाणु से जुड़े होते हैं उसे केन्द्रीय परमाणु कहते हैं।
2. किसी अणु की ज्यामिति वास्तव में एक केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर उपस्थित संयोजी कक्षा के इलेक्ट्रॉन युग्म (बन्धीय या अनआबन्धीय) की संख्या पर निर्भर करती है इनके प्रतिकर्षण के कारण ही अणु की वास्तविक आकार व आकृति का निर्धारण होता है।

- यदि केन्द्रीय परमाणु, एक समान परमाणुओं से जुड़ा है तो उनके मध्य प्रतिकर्षण भी लगभग एक सा ही होगा। जिसके कारण अणु की आकृति सममित होगी।
- यदि केन्द्रीय परमाणु अलग-अलग आकार के परमाणुओं से जुड़ा है या उनके इलेक्ट्रॉन युग्मों व उतने ही बन्ध युग्मों (इलेक्ट्रॉन के) से घिरा है तो ऐसे अणु की ज्यामितीय विकृत हो जायेगी
- इलेक्ट्रॉन युग्म के प्रतिकर्षण का निम्न क्रम होता है, $lp - lp > lp - bp > bp - bp$ बन्ध युग्म दो बन्धीय परमाणुओं को खींचता है किन्तु केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर की व्यवस्था पर इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक प्रभाव डालता है। अतः प्रतिकर्षण तभी अधिक होगा जब इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित होगा।

VSEPR सिद्धान्त की सहायता से अणुओं की ज्यामिति ज्ञात करने के लिए अणुओं को दो भागों में वर्गीकृत किया जा सकता है

- अणु, जिनके केन्द्रीय परमाणु पर एकाकी युग्म उपस्थित नहीं होता है।



- अणु, जिनके केन्द्रीय परमाणु पर एक या एक से अधिक एकाकी युग्म उपस्थित होते हैं।

केन्द्रीय परमाणु पर एकाकी युग्म रहित अणुओं की आकृति

अणु का प्रकार	बंधित इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या	आबंध कोण	ज्यामिति	उदाहरण
AB ₂	2	180°	रेखीय	BeCl ₂ , HgCl ₂ , BeH ₂
AB ₃	3	120°	त्रिकोणीय समतलीय	BF ₃ BCl ₃
AB ₄	4	109.5°	चतुष्फलकीय	CH ₄ NH ₄ ⁺ CCl ₄ SiCl ₄

AB ₅	5	90°, 120°	त्रिकोणीय द्विपिरामिड	PCl ₅ , PF ₅
AB ₆	6	90°	अष्टफलकीय	SF ₆
AB ₇	7	72°, 90°, 180°	पंचभुजीय द्विपिरामिड	IF ₇

केंद्रीय परमाणु पर एकाकी युग्म युक्त अणुओं की आकृति

अणु का प्रकार	BOND PAIR	L.P	बंध कोण	ज्यामिति	उदाहरण
AB ₂ E	2	1	V-SHAPE	120°	SO ₂ SnCl ₂ NO ₂ ⁻
AB ₃ E	3	1	पिरामिड	<109°28'	NH ₃ PH ₃
AB ₂ E ₂	2	2	V-SHAPE	<109°28'	H ₂ O, H ₂ S
AB ₄ E	4	1	अनियमित चतुष्फलकीय	<109°28'	SF ₄ , TeCl ₄
AB ₃ E ₂	3	2	T-SHAPE	90°	CLF ₂ , IF ₃
AB ₂ E ₃	2	3	रेखीय	180°	XeF ₂
AB ₅ E	5	1	वर्ग पिरामिड	<90°	BrF ₅ , IF ₅
AB ₄ E ₂	4	2	वर्गाकार समतलीय	-	XeF ₄
AB ₆ E	6	1	विकृत अष्टफलकीय	-	XeF ₆

संयोजकता आबन्ध सिद्धान्त

संयोजकता आबन्ध सिद्धान्त सर्वप्रथम हाइटलर तथा लंडन (1927) ने दिया जिसका विकास पॉलिंग ने किया। यह सिद्धान्त परमाणु कक्षकों, तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन, संकरण तथा विचरण एवं अध्यारोपण के सिद्धान्त पर आधारित है।

संयोजकता बंध सिद्धांत के मुख्य बिंदु

1. जब दो परमाणु एक दूसरे के निकट आते हैं, तो उनके कक्षक एक दूसरे पर अतिव्यापित होते हैं और सहसंयोजक बन्ध का निर्माण करते हैं।
2. कक्षक जिनमें विपरीत चक्रण वाले अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं एक दूसरे को अतिव्यापित करते हैं।
3. अतिव्यापन के बाद नया व्यवस्थित बन्धीय कक्षक बनता है जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावना अधिकतम होती है।
4. एकत्रित इलेक्ट्रॉनों व नाभिक के मध्य विद्युतस्थैतिक आकर्षण के कारण व विपरीत चक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों के द्वारा सहसंयोजक बन्ध का निर्माण होता है।
5. अतिव्यापन का परिमाण अधिक होने पर, बन्ध लम्बाई कम होगी तथा आकर्षण जितना अधिक होगा बन्ध ऊर्जा व बन्ध का स्थायित्व भी उतना ही अधिक होगा।
6. अतिव्यापन का परिमाण अतिव्यापन में भाग लेने वाले कक्षक व अतिव्यापन की प्रकृति पर निर्भर करता है।
7. यदि संयोजी कोश नाभिक के अधिक पास होंगे तो उनकी बन्ध ऊर्जा व अतिव्यापन भी अधिक होगा।
8. दो उपकोशों के समान ऊर्जा स्तर के मध्य यदि उपकोश अधिक दिशात्मक हैं तो उनके मध्य अतिव्यापन अधिक होगा। बन्ध ऊर्जा $2s - 2s > 2s - 2p > 2p - 2p$
9. s-कक्षक सममित गोलाकार होते हैं, इसलिए यह केवल शीर्षस्थ अतिव्यापन दर्शाते हैं जबकि p-कक्षक दिशात्मक होने के कारण शीर्षस्थ व पार्वीय दोनों में से किसी भी प्रकार का अतिव्यापन प्रदर्शित कर सकते हैं। विभिन्न प्रकार के अतिव्यापन सिग्मा (σ) एवं पाई (π) बन्ध देते हैं।

संयोजकता आबंध सिद्धान्त की सीमाएँ

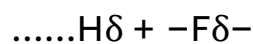
1. विषम संख्या में इलेक्ट्रॉन युक्त अणु या आयन को इस सिद्धान्त की सहायता से नहीं समझाया जा सकता।
2. यह सिद्धान्त उपसहसंयोजी बन्ध के बनने की व्याख्या भी नहीं करता।
3. संयोजकता आबंध सिद्धान्त के अनुसार ऑक्सीजन का अणु प्रतिचुम्बकीय होना चाहिए जबकि वास्तव में यह अनुचुम्बकीय होता है। इसकी व्याख्या करना संभव नहीं है।

हाइड्रोजन बन्ध

हाइड्रोजन बन्ध के बारे में सर्वप्रथम लेटिमेर तथा रोडबुश ने बताया था ध्रुवीय अणुओं जिनमें हाइड्रोजन के साथ अधिक विद्युत ऋणी तत्त्व (नाइट्रोजन, ऑक्सीजन या फ्लुओरीन) जुड़े होते हैं तो बन्ध में ध्रुवता आ जाती है।

ध्रुवीय अणुओं में एक अणु का आंशिक धनावेशित हाइड्रोजन परमाणु, दूसरे अणु के आंशिक ऋणावेशित परमाणु को स्थिर वैद्युत बल द्वारा आकर्षित करता है इस आकर्षण बल को ही हाइड्रोजन-बन्ध कहते हैं।

जैसे HF में हाइड्रोजन बन्ध को निम्न प्रकार दर्शाया जाता है-



अतः हाइड्रोजन आबंध वह आकर्षण बल है जो एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु को दूसरे अणु के विद्युत ऋणी परमाणु (F O या N) से जोड़ता है।

हाइड्रोजन आबंध बनने का कारण

जब हाइड्रोजन परमाणु किसी प्रबल विद्युत ऋणी तत्त्व 'X' से बंधित होता है, तो साझित इलेक्ट्रॉन युग्म हाइड्रोजन परमाणु से दूर हो है।

जिससे हाइड्रोजन परमाणु दूसरे परमाणु ('X') के सापेक्ष अधिक विद्युत धनात्मक हो जाता है। चूँकि इलेक्ट्रॉन 'X' परमाणु की ओर स्थानान्तरित हो जाते हैं, इसलिए हाइड्रोजन परमाणु आंशिक धनावेश (δ^+) ग्रहण करता है, जबकि X परमाणु पर आंशिक ऋणावेश (δ^-) आ जाता है। इससे एक ध्रुवीय अणु प्राप्त होता है, इन अणुओं के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण बल होता है।

हाइड्रोजन बन्ध के प्रकार

(1) **अन्तरआण्विक** :- अन्तरआण्विक हाइड्रोजन बन्ध दो या दो से अधिक अणुओं के मध्य होते हैं जोकि समान या असमान पदार्थों के हो सकते हैं।

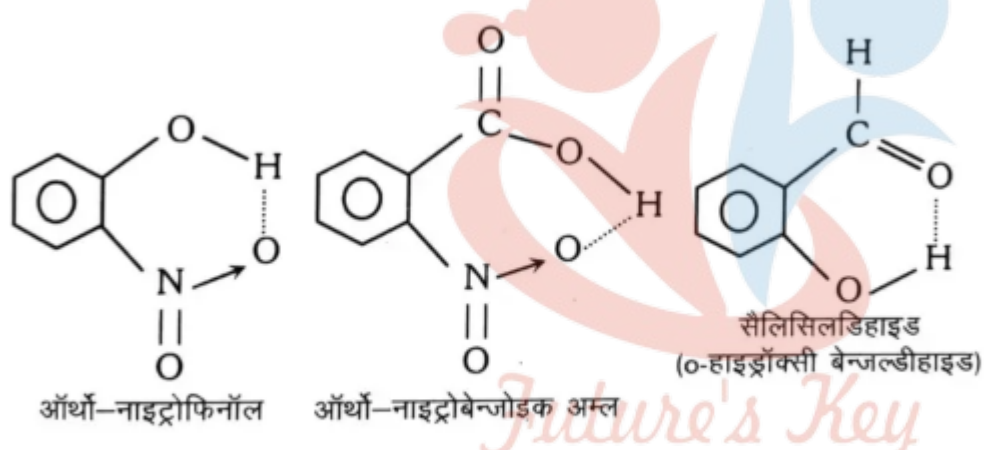
हाइड्रोजन फ्लोराइड अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बन्धन।

एल्कोहल एवं जल के अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बन्धन।

(2) अन्तराण्विक :- हाइड्रोजन बन्ध (किलेशन) इस प्रकार की हाइड्रोजन बन्धुता “किलेशन” कहलाती है व यह एक ही अणु के दो परमाणुओं के मध्य होती है।

यह हाइड्रोजन परमाणु व उच्च ऋणी विद्युतीय परमाणु (F, O या N) के मध्य एक ही अणु में होती है। जिसके कारण अणु चक्रियता उत्पन्न हो जाती है व उसके संगुणन करने की क्षमता क्षीण हो जाती है।

यह मुख्यतः कार्बनिक यौगिकों में पाया जाता है। इसके कारण अणु यौगिक के भौतिक गुणों पर बहुत कम प्रभाव पड़ता है। उदाहरण के लिए ऑर्थो-नाइट्रोफिनॉल व ऑर्थो-बेन्जोइक अम्ल में अन्तराण्विक हाइड्रोजन बन्धन पाया जाता है।



हाइड्रोजन बन्ध (Hydrogen bonding)

हाइड्रोजन आबंध के गुण

1. यह एक दुर्बल आकर्षण बल है लेकिन यह वांडरवाल बल से प्रबल होता है तथा इसकी ऊर्जा 10-100 kJmol⁻¹ होती है। जबकि सहसंयोजी बन्ध की ऊर्जा 2.9-418 kJmol⁻¹ होती है।
2. इसे डॉटेड रेखा (.....) से दर्शाया जाता है।
3. इसे सेतु बन्ध भी कहते हैं।
4. गैसीय अवस्था में यह दुर्बल तथा ठोस अवस्था में यह प्रबल होता है। हाइड्रोजन परमाणु से जुड़े तत्त्व की विद्युत ऋणता बढ़ने पर हाइड्रोजन बन्ध की प्रबलता भी बढ़ती है।

हाइड्रोजन बन्ध का यौगिकों के गुणों पर प्रभाव

भौतिक अवस्था

हाइड्रोजन बन्ध के कारण अणुओं में संगुणन होता है अतः उस यौगिक की भौतिक अवस्था अपेक्षा से भिन्न होती है, जैसे H_2O द्रव है क्योंकि H_2O में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन की विद्युतऋणताओं में अन्तर 1.4 है जबकि H_2S में हाइड्रोजन और सल्फर की विद्युतऋणताओं में अन्तर 0.4 है।

H_2O में यह अन्तर बहुत अधिक होने के कारण H_2O अधिक द्विध्रुव अणु है अतः जल के अणु आपस में हाइड्रोजन बंध द्वारा संगुणित होकर पास-पास आ जाते हैं अतः H_2O द्रव है लेकिन H_2S में ऐसा नहीं होता। अतः H_2S गैस है। इसी प्रकार HF द्रव होता है जबकि HCl गैस।

उच्च गलनांक व क्वथनांक :- जिन अणुओं में हाइड्रोजन बन्धन होता है, उनका गलनांक व क्वथनांक असामान्य रूप से अधिक पाया जाता है। कुछ अणुओं जैसे (H_2O , HF और NH_3) आदि में हाइड्रोजन बन्धन के कारण बन्धों को तोड़ने के लिए कुछ अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है

घुलनशीलता :- कुछ ऐसे सहसंयोजी यौगिक हैं जो कि जल में घुल जाते हैं क्योंकि उनके मध्य हाइड्रोजन बन्धन पाया जाता है जैसे कुछ निम्न श्रेणी के एल्कोहल जल में हाइड्रोजन बन्धन के कारण घुलनशील होते हैं।

अणुभार :- अन्तराअणुक हाइड्रोजन बन्ध के कारण दो अणु आपस में संगुणित होकर चक्रीय द्विलक बना लेते हैं जैसे, ऐसीटिक अम्ल का वाष्प घनत्व विधि से अणुभार ज्ञात करने पर यह 120 आता है जबकि इसका अणुभार 60 होता है क्योंकि इसके दो अणु हाइड्रोजन बंध द्वारा संगुणित हो जाते हैं। अतः संगुणन से यौगिक का अणुभार बढ़ जाता है।

परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन

जब दो परमाणु आबंध बनाने के लिए पास-पास आते हैं तो उनके अयुग्मित इलेक्ट्रॉनयुक्त कक्षकों का अतिव्यापन होता है।

परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन का अर्थ है इनका आंशिक रूप से मिश्रित होना, जिससे दोनों परमाणु कक्षकों का कुछ क्षेत्र उभयनिष्ठ हो जाता है, उसे अतिव्यापन क्षेत्र कहते हैं तथा परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन से बने नए कक्षकों को आण्विक कक्षक कहते हैं।

अतिव्यापन क्षेत्र में इलेक्ट्रॉन घनत्व अधिकतम होता है। अतिव्यापन के समय आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल समान हो जाते हैं और निकाय की ऊर्जा न्यूनतम हो जाती है तथा दोनों परमाणुओं के मध्य बन्ध बन जाता है।

अतिव्यापन के प्रकार तथा सहसंयोजी आबंध की प्रकृति

सहसंयोजी बन्ध के बनने में प्रयुक्त विभिन्न प्रकार के परमाणु कक्षकों (s, p) की दिशात्मकता के आधार पर विभिन्न प्रकार के अतिव्यापन सम्भव हैं।

s कक्षक की गोलाकार आकृति के कारण यह किसी भी कक्षक के साथ सभी दिशाओं में समान रूप से अतिव्यापन कर सकता है। लेकिन p कक्षक दिशात्मक होते हैं (P_x , P_y तथा P_z) अतः ये एक निश्चित दिशा में ही अतिव्यापन कर सकते हैं।

कक्षकों के अतिव्यापन के आधार पर सहसंयोजी बन्ध दो प्रकार के होते हैं-

- सिग्मा (σ) आबंध तथा
- पाई (π) आबंध

1. सिग्मा (σ) आबंध :- वह सहसंयोजी आबंध जो कक्षकों के अन्तर्नाभिकीय अक्ष पर, अक्षीय अतिव्यापन बनता है उसे σ आबंध कहते हैं। यह आबंध निम्न में से किसी भी एक प्रकार के कक्षीय अतिव्यापन द्वारा बन सकता है।

(i) s-s अतिव्यापन :- s-s अतिव्यापन में दो अर्धपूरित s कक्षक अन्तर्नाभिकीय अक्ष पर अतिव्यापन करते हैं। इससे σ बन्ध बनता है। उदाहरण- H_2 का बनना।

(ii) s-p अतिव्यापन :- यह अतिव्यापन एक परमाणु अर्ध-पूरित s-कक्षक तथा दूसरे परमाणु के अर्ध-पूरित, p-कक्षक के बीच होता है। इस अतिव्यापन से भी σ बन्ध का निर्माण ही होता है।

उदाहरण- HCl का बनना।

(iii) P-P अतिव्यापन :- यह अतिव्यापन दो परमाणुओं के अर्ध-पूरित p-कक्षकों के बीच होता है। इसमें समाक्ष अतिव्यापन से σ बन्ध तथा सम्पार्श्विक अतिव्यापन से π बन्ध बनता है। उदाहरण- Cl_2 का बनना।

2. पाई (π) आबंध :- कक्षकों के सम्पर्शिक अतिव्यापन से बने बन्ध को π आबंध कहते हैं अर्थात् इसमें कक्षकों के अक्ष एक दूसरे के समांतर तथा अन्तर्नाभिकीय अक्ष के लम्बवत् होते हैं

सिग्मा (σ) बन्ध पाई (π) बन्ध की तुलना

सिग्मा (σ) बन्ध	पाई (π) बन्ध
ये 2s-कक्षकों के या 2p-कक्षकों के या 1s और 1p- कक्षक के मध्य सिरस्थ अतिव्यापन द्वारा बनता है।	ये दो ये दो 2p-कक्षकों के सम्पर्शिक अतिव्यापन के फलस्वरूप बनता है।
ये तुलनात्मक रूप से अधिक प्रबल होते हैं।	ये तुलनात्मक रूप से कम प्रबल होते हैं।
इनकी बन्ध ऊर्जा 80 kcal/s होती है।	इनकी बन्ध ऊर्जा 65 kcal/s होती है।
ये अधिक स्थायी है।	ये कम स्थायी हैं। σ बन्ध के बिना इनका कोई अस्तित्व नहीं है।
ये स्वतन्त्र अस्तित्व में रहते हैं।	π बन्ध के बिना इनका कोई अस्तित्व नहीं है।
ये कम क्रियाशील बन्ध है।	ये अधिक क्रियाशील बन्ध है।
अन्तर्नाभिकीय अक्ष के सापेक्ष इलेक्ट्रॉन अभ्र सममित होता है।	इलेक्ट्रॉन अभ्र परमाण्विय नाभिक के ऊपर व नीचे स्थित होता है।

NCERT SOLUTIONS

अभ्यास (पृष्ठ संख्या 133-135)

प्रश्न 1 रासायनिक आबंध के बनने की व्याख्या कीजिए।

उत्तर- 'द्रव्य' एक या विभिन्न प्रकार के तत्वों से मिलकर बना होता है। सामान्य स्थितियों में उत्कृष्ट गैसों के अतिरिक्त कोई अन्य तत्व एक स्वतन्त्र परमाणु के रूप में विद्यमान नहीं होता है। परमाणुओं के समूह विशिष्ट गुणों वाली स्पीशीज के रूप में विद्यमान होते हैं। परमाणुओं के ऐसे समूह को 'अणु' कहते हैं। प्रत्यक्ष रूप में कोई बल अणुओं के घटक परमाणुओं को आपस में पकड़े रहता है। वस्तुतः रासायनिक आबंध को इस प्रकार परिभाषित किया जा सकता है विभिन्न रासायनिक स्पीशीज में उनके अनेक घटकों (परमाणुओं, आयनों इत्यादि) को संलग्न रखने वाले आकर्षण बल को 'रासायनिक आबंध' कहते हैं।

कॉसेल-लूइस अवधारणा के अनुसार, परमाणुओं का संयोजन अर्थात् रासायनिक आबंध बनना संयोजी इलेक्ट्रॉनों के एक परमाणु से दूसरे परमाणु पर स्थानान्तरण के द्वारा अथवा संयोजी इलेक्ट्रॉनों के सहभाजन के द्वारा होता है। इस प्रक्रिया में परमाणु अपने संयोजकता कोश में अष्टक प्राप्त करते हैं। जैसे सोडियम क्लोराइड अणु में सोडियम परमाणु अपना एक संयोजी इलेक्ट्रॉन त्याग देता है तथा इस इलेक्ट्रॉन को क्लोरीन परमाणु ग्रहण कर लेता है। इस प्रकार इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण के द्वारा दोनों परमाणु अपने-अपने संयोजकता कोश में अष्टक प्राप्त कर लेते हैं तथा दोनों के मध्य एक रासायनिक आबंध (विद्युत-संयोजी आबंध) स्थापित हो जाता है।

प्रश्न 2 निम्नलिखित तत्वों के परमाणुओं के लूइस बिन्दु प्रतीक लिखिए-

Mg, Na, B, O, N, Br.

उत्तर-

परमाणु	परमाणु क्रमांक	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	लूइस बिन्दु प्रतीक
--------	----------------	----------------------	--------------------

Mg	12	2,8,2	$\overset{\cdot}{\text{Mg}}\cdot$
Na	11	2,8,1	$\overset{\cdot}{\text{Na}}$
B	5	2,3	$\overset{\cdot}{\text{B}}\cdot$
O	8	2,6	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}\cdot\cdot$
N	7	2,5	$\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot\cdot$
Br	35	2,8,18,7	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Br}}}\cdot\cdot$

प्रश्न 3 निम्नलिखित परमाणुओं तथा आयनों के लूइस बिन्दु प्रतीक लिखिए-

S और S^{2-} , Al तथा Al^{3+} , H और H^-

उत्तर-

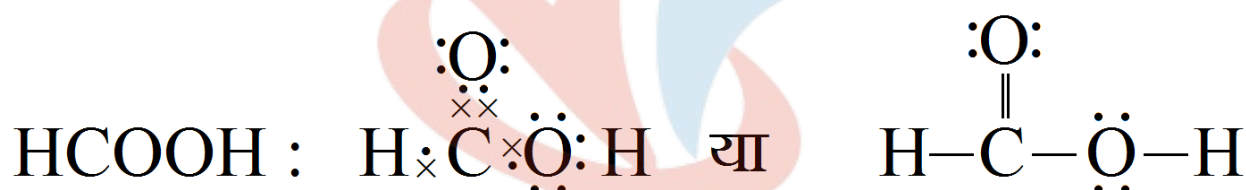
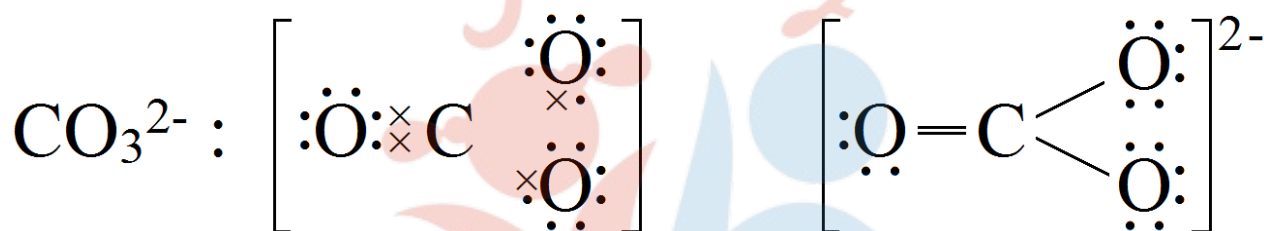
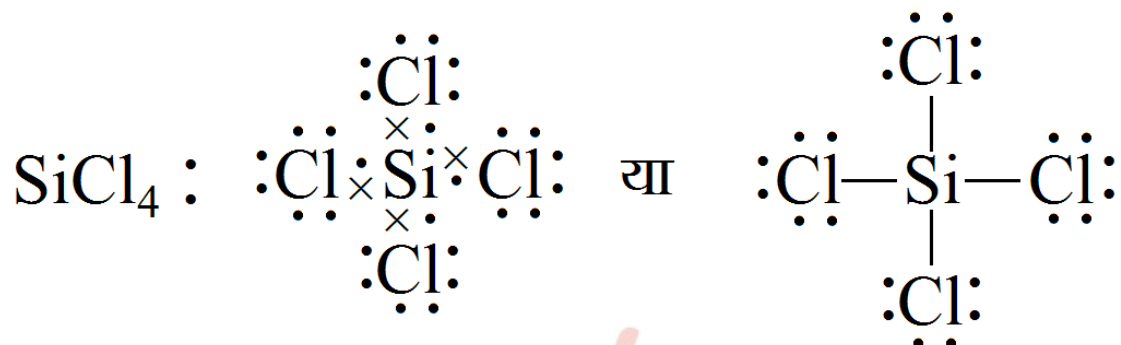
परमाणु/ आयन	उपस्थित कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	लूइस संकेत
S	16	2,8,6	$\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}}\cdot\cdot$

S^{2-}	$16+2=18$	2,8,8	$\left[\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \text{S} \cdot \right]^{2-}$
Al	13	2,8,3	\cdot Al \cdot
Al^{3+}	$13 - 3 = 10$	2,8	$[Al]^{3+}$
H \cdot	1	1	\cdot H
H^-	$1 + 1 = 2$	2	$[H]^-$

प्रश्न 4 निम्नलिखित अणुओं तथा आयनों की लूइस संरचनाएँ लिखिए-

H_2S , $SiCl_4$, BeF_2 , CO_3^{2-} , $HCOOH$

उत्तर-



प्रश्न 5 अष्टक नियम को परिभाषित कीजिए तथा इस नियम के महत्त्व और सीमाओं को लिखिए।

उत्तर- अष्टक नियम (Octet Rule)- वर्ग 18 में उपस्थित अक्रिय गैसों अथवा उत्कृष्ट गैस तत्वों को शून्य वर्ग के तत्व भी कहा जाता है। इसका अर्थ है कि इनकी संयोजकता शून्य है अर्थात् इनके परमाणु स्वतन्त्र अवस्था में पाए जा सकते हैं। उत्कृष्ट गैस तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्नांकित सारणी में दिए गए हैं-

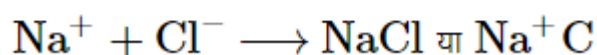
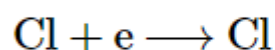
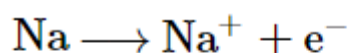
उत्कृष्ट गैसों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास			
तत्व	प्रतीक	परमाणु क्रमांक	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
हीलियम	He	2	$1s^2$
निऑन	Ne	10	$1s^2, 2s^2 2p^6$

आर्गन	Ar	18	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$
क्रिप्टॉन	Kr	36	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6$
जीनॉन	Xe	54	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6 4d^{10}, 5s^2 5p^6$
रेडॉन	Rn	86	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}, 5s^2 5p^6 5d^{10}, 6s^2 6p^6$

प्रथम सदस्य हीलियम, जिसके संयोजी कोश में केवल दो इलेक्ट्रॉन हैं, के अतिरिक्त शेष सदस्यों के संयोजी कोश में आठ इलेक्ट्रॉन हैं। सन् 1916 में जी.एन. लूइस तथा कॉसेल ने ज्ञात किया कि उत्कृष्ट गैस तत्वों का स्थायित्व इनके संयोजी कोशों में आठ इलेक्ट्रॉनों (हीलियम को छोड़कर) अथवा पूर्ण अष्टक की उपस्थिति के कारण होता है। इनके अनुसार अन्य तत्वों के परमाणुओं के बाह्य कोश में आठ से कम इलेक्ट्रॉन होते हैं, अतः ये तत्व अपना आदर्श स्थायी रूप प्राप्त करने के प्रयत्न में रासायनिक संयोजनों में भाग लेते हैं। जिससे वे इलेक्ट्रॉनों के आदान-प्रदान द्वारा अपने समीपवर्ती अक्रिय गैस के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ग्रहण कर सकें। इसे अष्टक नियम कहते हैं।

लूइस परमाणुओं को एक धन-आवेशित अष्टि (नाभिक तथा आन्तरिक इलेक्ट्रॉन युक्त) तथा बाह्य कक्षकों के रूप में निरूपित किया गया। बाह्य कक्षकों में अधिकतम आठ इलेक्ट्रॉन समाहित हो सकते हैं। उसने यह माना कि ये आठों इलेक्ट्रॉन धन के आठ कोनों पर उपस्थित हैं, जो केन्द्रीय अष्टि को चारों ओर से घेरे रहते हैं। इस प्रकार सोडियम के बाह्य कोश में उपस्थित एकल इलेक्ट्रॉन धन के एक कोने पर स्थित रहता है, जबकि उत्कृष्ट गैसों में धन के आठों कोनों पर एक-एक इलेक्ट्रॉन उपस्थित रहते हैं।

अर्थात् सोडियम (Na^+) तथा क्लोरीन (Cl^-) आयन बनते हैं।



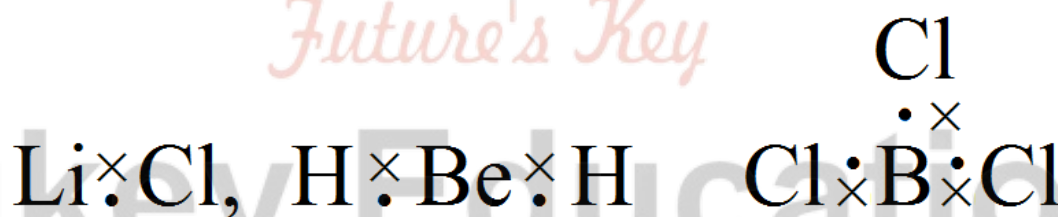
इस प्रकार कॉसेल तथा लूइस ने परमाणुओं के बीच रासायनिक संयोजन के एक महत्त्वपूर्ण सिद्धान्त को विकसित किया। इसे 'रासायनिक आबंधन का इलेक्ट्रॉनिकी सिद्धान्त' कहा जाता है।

इसका महत्त्व निम्नवर्णित है-

- अधिकांश अणु अष्टक नियम का अनुसरण करके ही निर्मित होते हैं, जैसे- O₂, N₂, Cl₂, Br₂, आदि।
- अधिकांश कार्बनिक यौगिकों की संरचनाओं को समझने में अष्टक नियम का अत्यधिक महत्त्व है।
- इसे मुख्य रूप से आवर्त सारणी के द्वितीय आवर्त के तत्वों पर लागू किया जा सकता है।

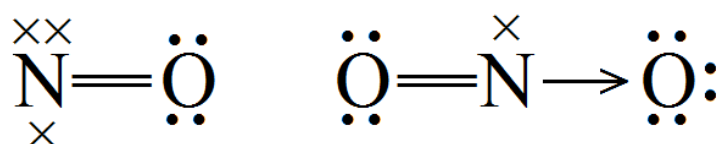
अष्टक नियम के तीन प्रमुख अपवाद निम्नलिखित हैं-

- केन्द्रीय परमाणु का अपूर्ण अष्टक (Incomplete octet of central atom)- कुछ यौगिकों में केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या आठ से कम होती है। यह मुख्यतः उन तत्वों के यौगिकों में होता है जिनमें संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या चार से कम होती है। उदाहरण के लिए-LiCl₂BeH₂ तथा BCl₃ के बनने में,

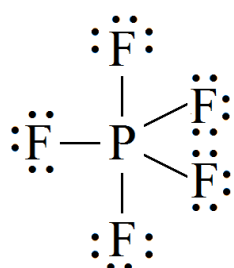


Li, Be तथा B के संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या क्रमशः 1, 2 तथा 3 हैं। इस प्रकार के अन्य उदाहरण AlCl₃ तथा BF हैं।

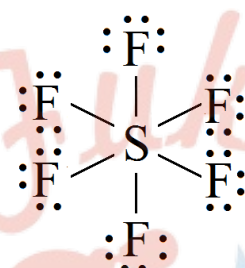
- विषम इलेक्ट्रॉन अणु (Odd electron molecule)- उन अणुओं, जिनमें इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या विषम (odd) होती है, जैसे-नाइट्रिक ऑक्साइड (NO) तथा नाइट्रोजन डाइऑक्साइड (NO₂) में सभी परमाणु अष्टक नियम का पालन नहीं कर पाते।



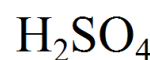
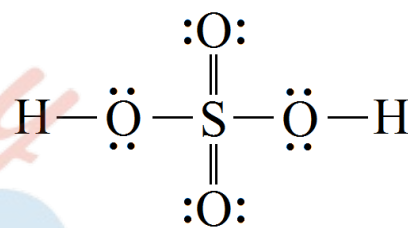
- iii. प्रसारित अष्टक (Expanded octet)-आवर्त सारणी के तीसरे तथा इससे आगे के आवर्ती के तत्वों में आबन्धन के लिए 3s तथा 3p-कक्षकों के अतिरिक्त 3d-कक्षक भी उपलब्ध होते हैं। इन तत्वों के अनेक यौगिकों में केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर आठ से अधिक इलेक्ट्रॉन होते हैं। इसे प्रसन्नरत अष्टक (expanded octet) कहते हैं। स्पष्ट है कि इन यौगिकों पर अष्टक नियम लागू नहीं होता है। ऐसे यौगिकों के कुछ उदाहरण हैं- PF₅, SF₆, H₂SO₄ तथा कई उपसहसंयोजक यौगिक।



P परमाणु के चारों ओर
10 इलेक्ट्रॉन हैं।



S परमाणु के चारों ओर
12 इलेक्ट्रॉन हैं।



S परमाणु के चारों ओर
12 इलेक्ट्रॉन हैं।

प्रश्न 6 आयनिक आबन्ध बनाने के लिए अनुकूल कारकों को लिखिए।

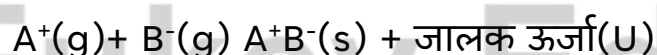
उत्तर- आयनिक आबन्ध बनाने के लिए अनुकूल कारक (Favourable Factors for Ionic Bond formation) आयनिक आबन्ध बनाने के लिए निम्नलिखित कारक अनुकूल होते हैं।

- आयनन एन्थैल्पी (Ionization enthalpy)-धनात्मक आयन या धनायन के बनने में किसी एक परमाणु को इलेक्ट्रॉनों का त्याग करना पड़ता है जिसके लिए आयनन एन्थैल्पी की आवश्यकता होती है। हम जानते हैं कि आयनन एन्थैल्पी ऊर्जा की वह मात्रा है जो किसी विलगित गैसीय परमाणु से बाह्यतम इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए आवश्यक होती है, अतः आयनन एन्थैल्पी की जितनी कम आवश्यकता होगी, धनायन का निर्माण उतना ही सरल होगा। 5-ब्लॉक में उपस्थित क्षार धातुएँ एवं क्षारीय मृदा धातुएँ सामान्यतः धनायन बनाती हैं, क्योंकि इनकी आयनन एन्थैल्पी अपेक्षाकृत कम होती
- इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी (Electron gain enthalpy)-धनायनों के निर्माण में मुक्त हुए। इलेक्ट्रॉन, आयनिक बन्ध के निर्माण में भाग ले रहे अन्य परमाणु द्वारा ग्रहण कर

लिए जाते हैं। परमाणुओं की इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी पर निर्भर करती है। किसी विलगित गैसीय परमाणु द्वारा एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन बनने में जितनी ऊर्जा विमुक्त होती है, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहलाती है। इस प्रकार स्पष्ट है कि इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के अधिक ऋणात्मक होने पर ऋणायन का निर्माण सरल होगा। वर्ग 17 में उपस्थित हैलोजेनों की ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति सर्वाधिक होती है, क्योंकि इनकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अत्यन्त उच्च ऋणात्मक होती है। ऑक्सीजन परिवार (वर्ग 16) के सदस्यों में भी ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति होती है, परन्तु अधिक सरलता से यह सम्भव नहीं होता, क्योंकि ऊर्जा की आवश्यकता द्विसंयोजी ऋणायन (O^{2-}) बनाने के लिए होती है।

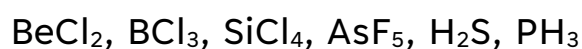
- iii. जालक ऊर्जा या एन्थैल्पी (Lattice energy or enthalpy)–आयनिक यौगिक क्रिस्टलीय ठोसों के रूप में होते हैं तथा आयनिक यौगिकों के क्रिस्टलों में धनायन तथा ऋणायन त्रिविमीय रूप में नियमित रूप से व्यवस्थित रहते हैं। चूंकि आयन आवेशित स्पीशीज हैं, अतः आयनों के आकर्षण में विमुक्त ऊर्जा जालक ऊर्जा या एन्थैल्पी कहलाती है। इसे इस प्रकार परिभाषित किया जा सकता है–विपरीत, आवेश वाले आयनों के संयोजन द्वारा जब क्रिस्टलीय ठोस का एक मोल प्राप्त होता है, तब विमुक्त ऊर्जा जालक ऊर्जा या एन्थैल्पी कहलाती है।”

इसे 'U' द्वारा व्यक्त किया जाता है।



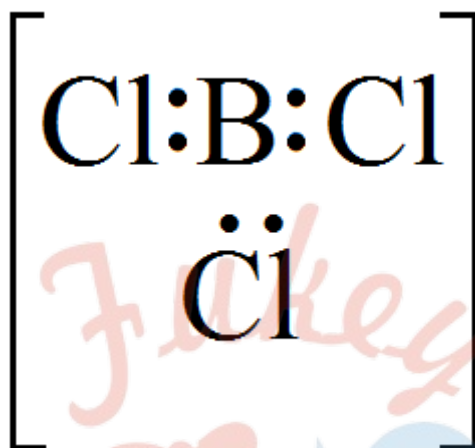
इस प्रकार स्पष्ट है कि जालक ऊर्जा का परिमाण अक्कि होने पर आयनिक बन्ध अथवा आयनिक यौगिक का स्थायित्व अधिक होगा।

प्रश्न 7 निम्नलिखित अणुओं की आकृति की व्याख्या वी.एस. ई.पी. आर. सिद्धान्त के अनुरूप कीजिए-



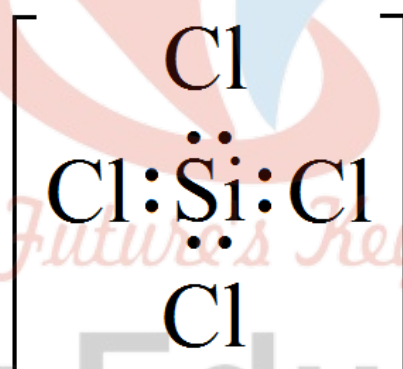
उत्तर- BeCl_2 : केन्द्रीय Be परमाणु में केवल 2 आबन्ध: युग्म हैं तथा कोई एकाकी युग्म नहीं (Cl: Be :C) है। अतः इसकी आकृति रेखीय (linear) होगी।

BCl_3 : केन्द्रीय बोरॉन परमाणु में केवल 3 बन्ध युग्म हैं तथा कोई एकाकी युग्म नहीं,



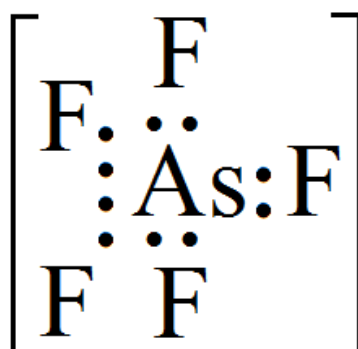
है। अतः इसकी आकृति त्रिकोणीय समतलीय (trigonal planar) होगी।

SiCl_4 : केन्द्रीय सिलिकॉन परमाणु में 4 आबंध युग्मन है तथा कोई एकाकी युग्म नहीं,



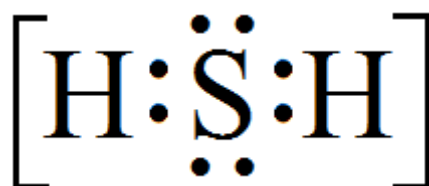
है। अतः इसकी आकृति चतुष्फलीय (tetrahedral) होगी।

AsF_5 : केन्द्रीय ऑसेनिक परमाणु में 5 आबन्ध युग्म हैं तथा कोई एकाकी युग्म नहीं,



है। अतः इसकी आकृति त्रिभुजाकार द्विपिरॅमिडीय है।

H_2S : केन्द्रीय सल्फर परमाणु में 2 आबन्ध युग्म हैं तथा कोई एकाकी युग्म नहीं



है। अतः इसकी आकृति त्रिकोणीय समतलीय (trigonal planar) होगी।

PH_3 : केन्द्रीय फॉस्फोरस परमाणु में 3 आबन्ध युग्म हैं और एक एकाकी,



है। अतः इसकी आकृति त्रिकोणीय समतलीय (trigonal planar) होगी।

प्रश्न 8 यद्यपि NH_3 तथा H_2O दोनों अणुओं की ज्यामिति विकृत चतुष्फलकीय होती है, तथापि जल में आबन्ध कोण अमोनिया की अपेक्षा कम होता है। विवेचना कीजिए।

उत्तर- NH_3 अणु में नाइट्रोजन परमाणु पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म, जबकि H_2O अणु में ऑक्सीजन परमाणु पर दो एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित हैं। VSEPR सिद्धान्त के अनुसार, हम जानते हैं कि इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अन्योन्यक्रियाएँ निम्नलिखित क्रम में घटती हैं- एकाकी युग्म- एकाकी युग्म > एकाकी युग्म-आबन्धी युग्म > आबन्धी युग्म-आबन्धी युग्म या $lp-lp > lp-bp > bp-bp$

ऑक्सीजन परमाणु के पास अधिक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होने के कारण H_2O में $O-H$ आबन्ध-युग्म, NH_3 में $N-H$ आबन्ध युग्मों की अपेक्षा अधिक निकट होते हैं, अतः NH_3 में आबन्ध कोण (107°) H_2O के आबन्ध कोण ($104 : 5^\circ$) से अधिक होता है।

प्रश्न 9 आबन्ध प्रबलता को आबन्ध कोटि के रूप में आप किस प्रकार व्यक्त करेंगे?

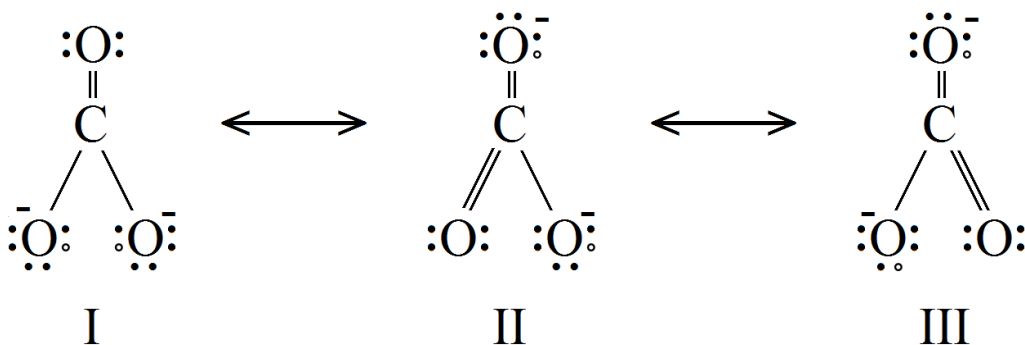
उत्तर- यदि आबन्ध विघटन एन्थैल्पी (bond dissociation enthalpy) अधिक है तो आबन्ध अधिक प्रबल होगा तथा आबन्ध कोटि बढ़ने पर आबन्ध एन्थैल्पी बढ़ती है। इस तथ्य से स्पष्ट है कि आबन्ध प्रबलता तथा आबन्ध कोटि परस्पर समानुपाती होते हैं। अतः आबन्ध कोटि बढ़ने पर, आबन्ध प्रबलता भी अधिक होगी। उदाहरणार्थ- N_2 की आबन्ध कोटि 3 है तथा इसकी आबन्ध एन्थैल्पी $945\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ है। इसी प्रकार O_2 की आबन्ध कोटि 2 है तथा इसकी आबन्ध एन्थैल्पी $498\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ है। इनमें N, आबन्ध अधिक प्रबल होगा।

प्रश्न 10 आबन्ध-लम्बाई की परिभाषा दीजिए।

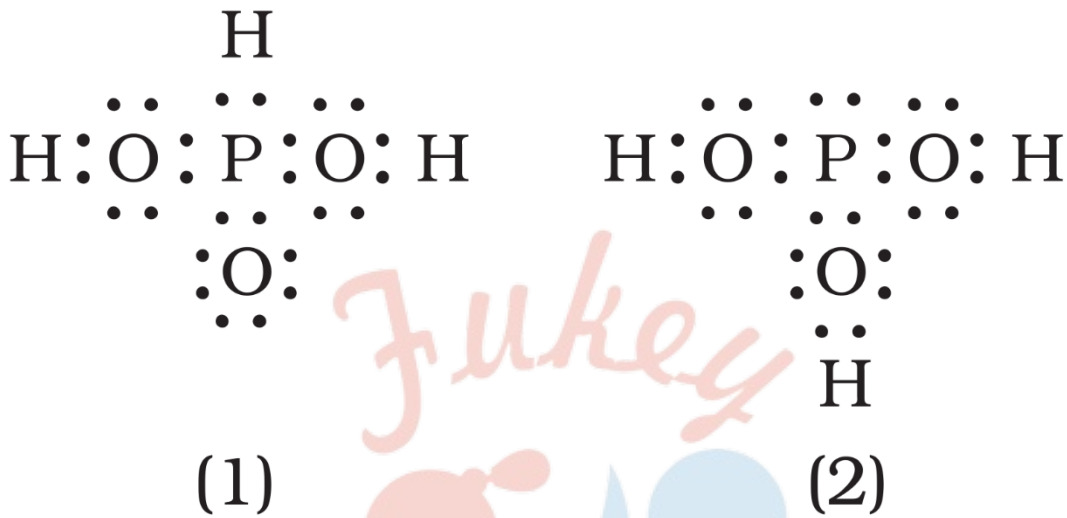
उत्तर- किसी अणु में आबन्धित परमाणुओं के नाभिकों के बीच साम्यावस्था दूरी आबन्ध-लम्बाई कहलाती है। आबन्ध-लम्बाई के मान सामान्यतः पिकोमीटर ($1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$) में व्यक्त किए जाते हैं। आयनिक यौगिकों में दो आबन्धित परमाणुओं के मध्य आबन्ध-लम्बाई उनकी आयनिक त्रिज्याओं को जोड़कर प्राप्त की जाती है। इसी प्रकार सहसंयोजी यौगिकों में दो आबन्धित परमाणुओं के मध्य आबन्ध-लम्बाई उनकी सहसंयोजी (परमाणु) त्रिज्या जोड़कर प्राप्त की जाती है।

प्रश्न 11 CO_3^{2-} आयन के सन्दर्भ में अनुनाद के विभिन्न पहलुओं को स्पष्ट कीजिए।

उत्तर- कार्बन तथा ऑक्सीजन परमाणुओं के मध्य दो एकल आबन्ध तथा एक द्वि-आबन्ध वाली लूइस संरचना कार्बोनेट आयन की वास्तविक संरचना को निरूपित करने के लिए अपर्याप्त है, क्योंकि इसके अनुसार तीन कार्बन-ऑक्सीजन आबन्धों की लम्बाई भिन्न होनी चाहिए। परन्तु प्रायोगिक परिणामों के अनुसार कार्बोनेट आयन के तीनों कार्बन-ऑक्सीजन आबन्धों की लम्बाई समान होती है। अतः कार्बोनेट आयन की वास्तविक संरचना को निम्नलिखित तीन विहित संरचनाओं (I, II तथा III) के अनुनाद संकर के रूप में दर्शाया जा सकता है-



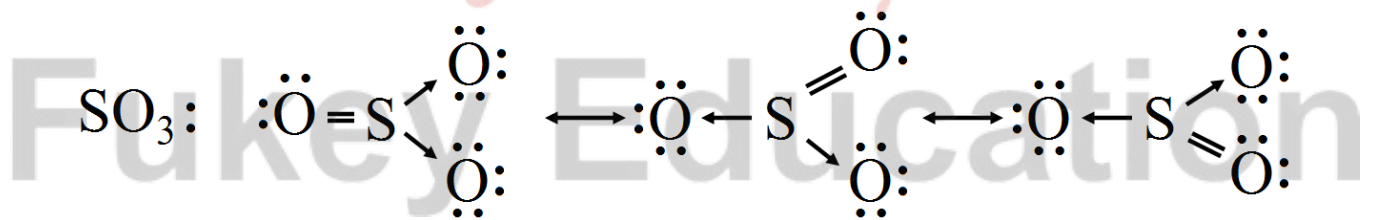
प्रश्न 12 नीचे दी गई संरचनाओं (1 तथा 2) द्वारा H_3PO_3 को प्रदर्शित किया जा सकता है। क्या ये दो संरचनाएँ H_3PO_3 के अनुनाद संकर के विहित (केनॉनीकल) रूप माने जा सकते हैं? यदि नहीं तो उसका कारण बताइए।



उत्तर- दी गई संरचनाओं (1) तथा (2) में हाइड्रोजन परमाणु की स्थिति समान नहीं है। परमाणुओं की स्थिति में परिवर्तन होने के कारण, ये H_3PO_3 के अनुनाद संकर के विदित (केनॉनीकल) रूप नहीं माने जा सकते हैं।

प्रश्न 13 SO_3 , NO_2 , तथा NO_3^- की अनुनाद-संरचनाएँ लिखिए।

उत्तर-

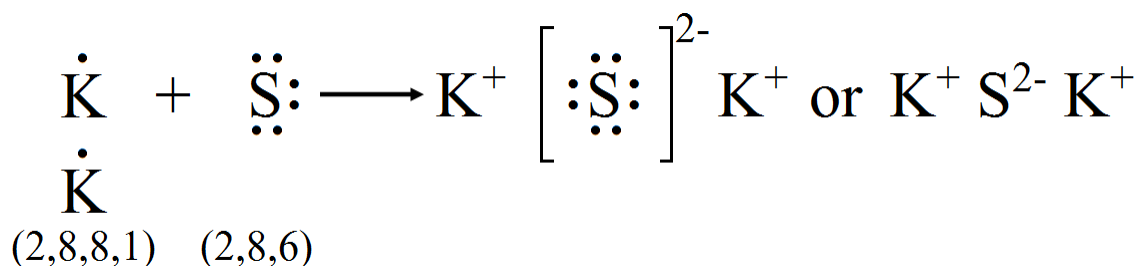


प्रश्न 14 निम्नलिखित परमाणुओं से इलेक्ट्रॉन स्थानान्तरण द्वारा धनायनों तथा ऋणायनों में विरचन को लूइस बिन्दु-प्रतीकों की सहायता से दर्शाइए-

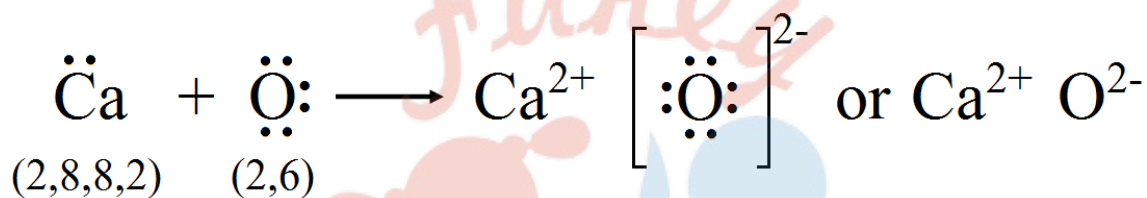
- K तथा S
- Ca तथा O
- Al तथा N

उत्तर-

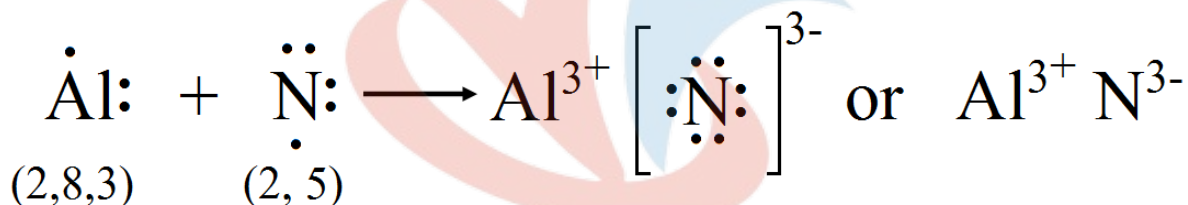
i.



ii.

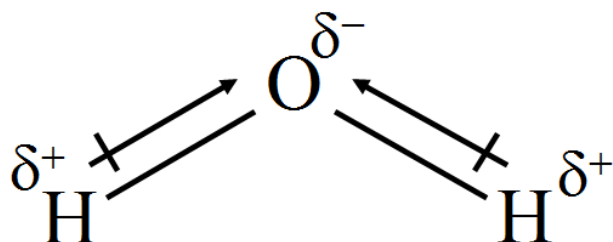


iii.



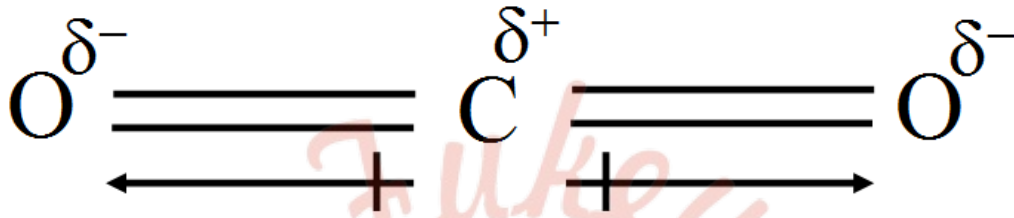
प्रश्न 15 हालाँकि CO_2 तथा H_2O दोनों त्रिपरमाणुक अणु हैं, परन्तु H_2O अणु की आकृति बंकित होती है, जबकि CO_2 की रैखिक आकृति होती है। द्विध्रुव आघूर्ण के आधार पर इसकी व्याख्या कीजिए।

उत्तर-



$$H = 1.84 \text{ D}$$

H_2O अणु $-H_2O$ अणु का द्विध्रुव आघूर्ण 1.84D होता है। H_2O अणु में दो OH आबन्ध होते हैं। ये O-H आबन्ध ध्रुवी होते हैं तथा इनका द्विध्रुव आघूर्ण 1.5 D होता है। चूंकि जल-अणु में परिणामी द्विध्रुव होता है, अतः दोनों OH-द्विध्रुव एक सरल रेखा में नहीं होंगे तथा एक-दूसरे को समाप्त नहीं करेंगे। इस प्रकार H_2O अणु की रैखिक संरचना नहीं होती। H_2O अणु में O-H आबन्ध परस्पर एक निश्चित कोण पर स्थित होते हैं अर्थात् H, O अणु की कोणीय संरचना होती है।



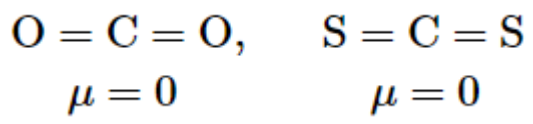
CO_2 अणु- CO_2 अणु का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है। CO_2 अणु में दो C=O आबन्ध होते हैं। प्रत्येक C=O आबन्ध एक ध्रुवी आबन्ध है। इसका अर्थ है कि प्रत्येक आबन्ध में द्विध्रुव आघूर्ण होता है। चूंकि CO_2 अणु का परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है, अतः दोनों आबन्ध द्विध्रुव अर्थात् दोनों आबन्ध एक-दूसरे के विपरीत होने चाहिए अर्थात् दोनों आबन्ध: एक-दूसरे से 180° पर स्थित होने चाहिए। इस प्रकार स्पष्ट है कि CO_2 अणु की संरचना रैखिक होती है।

प्रश्न 16 द्विध्रुव आघूर्ण के महत्त्वपूर्ण अनुप्रयोग बताइए।

उत्तर- द्विध्रुव आघूर्ण के महत्त्वपूर्ण अनुप्रयोग (Important Applications of Dipole Moment) द्विध्रुव-आघूर्ण के कुछ महत्त्वपूर्ण अनुप्रयोग निम्नलिखित हैं-

- अणुओं की प्रकृति ज्ञात करना (Predicting the nature of the molecules)- एक निश्चित द्विध्रुव आघूर्ण वाले अणु प्रकृति में ध्रुवी होते हैं, जबकि शून्य द्विध्रुव आघूर्ण वाले अणु अध्रुवी होते हैं। अतः BeF_2 ($\mu = 0D$) अध्रुवी है, जबकि H_2O ($\mu = 1.84D$) ध्रुवी होता है।
- अणुओं की आण्विक संरचना ज्ञात करना (Predicting the molecular structure of the molecules)- हम जानते हैं कि परमाणुक गैसों, जैसे-अक्रिय गैसों आदि का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है, अर्थात् ये अध्रुवी हैं, परन्तु द्वि-परमाणुक अणु ध्रुवीय तथा अध्रुवीय होते हैं, जैसे- H_2O_2 आदि अध्रुवी हैं ($\mu = 0$) तथा CO ध्रुवीय है। इन अणुओं की संरचना

भी रैखिक होती है। त्रिपरमाणुक अणु भी ध्रुवीय तथा अध्रुवीय होते हैं। CO_2 , CS_2 , आदि अध्रुवी होते हैं, क्योंकि इनके लिए $\mu=0$ होते हैं, अतः इन अणुओं की संरचना रैखिक होती है जिनको निम्नांकित प्रकार से प्रदर्शित कर सकते हैं।



जल अणु ध्रुवी है, क्योंकि $\mu=1.84D$ होता है, अतः इसकी संरचना रैखिक नहीं हो सकती है। इसकी कोणीय संरचना होती है तथा प्रत्येक O-H बन्ध के मध्य $104^\circ 5'$ का कोण होता है। इसी प्रकार H_2S व SO_2 की भी कोणीय संरचनाएँ हैं, क्योंकि इनके लिए के मान क्रमशः $0.90D$ व $1.71D$ हैं। चार परमाणुकता वाले अणु भी ध्रुवीय तथा अध्रुवीय होते हैं। BCl_3 अणु के लिए $\mu=0$ होता है अर्थात् अध्रुवीय होता है। अतः इसकी संरचना समद्विबाहु त्रिभुज के समान होती है।

iii. आबन्धों की ध्रुवणता ज्ञात करना (Determining the polarity of the bonds)– सहसंयोजी आबन्धयुक्त यौगिक में आयनिक गुण या ध्रुवणता उस बन्ध के निर्माण में प्रयुक्त तत्वों के परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकता पर निर्भर करता है। इस प्रकार, आबन्ध की ध्रुवणता \propto आबन्ध के परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकता में अन्तर तथा द्विध्रुव आघूर्ण \propto आबन्ध के परमाणुओं की विद्युत-ऋणात्मकता में अन्तर,

∴ आबन्ध की ध्रुवणता \propto द्विध्रुव आघूर्ण (μ)

उदाहरणार्थ- HE, HCl, HBr व HI के द्विध्रुव आघूर्ण क्रमशः $1.94D$, $1.03D$, $0.68D$ व $0.34D$ हैं, क्योंकि इनमें हैलोजेन की विद्युत-ऋणात्मकता का क्रम $F > Cl > Br > I$ है। अतः आबन्धों में विद्युत-ऋणात्मकता अन्तर $H-F > H-Cl > H-Br > H-I$ है। इससे प्रकट होता है कि इन आबन्धों की ध्रुवणता फ्लुओरीन से आयोडीन की ओर चलने से घटती है।

iv. आबन्धों में आयनिक प्रतिशतता ज्ञात करना (Determining the ionic percentage of the bonds)- द्विध्रुव आघूर्ण मान, ध्रुवी आबन्धों की आयनिक प्रतिशतता ज्ञात करने में सहायता प्रदान करते हैं। यह प्रेक्षित द्विध्रुव आघूर्ण अथवा प्रायोगिक रूप से निर्धारित

द्विध्रुव आघूर्ण से सम्पूर्ण इलेक्ट्रॉन-स्थानान्तरण के द्विध्रुव आघूर्ण (सैद्धान्तिक) का अनुपात होता है। उदाहरणार्थ- HCl अणु का प्रेक्षित द्विध्रुव आघूर्ण 1.04D है। यदि H-Cl आबन्ध में इलेक्ट्रॉन युग्म एक ओर हो तो इसका द्विध्रुव आघूर्ण (सैद्धान्तिक) $q \times d$ के सूत्र से ज्ञात किया जा सकता है। q का मान 4.808×10^{-10} esu तथा H व Cl के मध्य बन्ध-लम्बाई 1.266×10^{-8} cm पाई गई है।

∴ सैद्धान्तिक $\mu = 4.808 \times 10^{-10} \times 1.266 \times 10^{-8}$ esu-cm = 6.079D

∴ आबन्ध की आयनिक प्रतिशतता = $\frac{\text{प्रेक्षित द्विध्रुव आघूर्ण}}{\text{सैद्धान्तिक द्विध्रुव आघूर्ण}} \times 100$
 $= \frac{1.04D}{6.079D} \times 100 = 17.1\%$

अतः H व Cl के बीच सहसंयोजक आबन्ध 17.1% विद्युत संयोजक है अर्थात् आयनिक है।

प्रश्न 17 विद्युत-ऋणात्मकता की परिभाषित कीजिए। यह इलेक्ट्रॉन बन्धुता से किस प्रकार भिन्न है?

उत्तर- विद्युत-ऋणात्मकता (Electronegativity)- किसी तत्व की विद्युत-ऋणात्मकता को इस प्रकार परिभाषित किया जा सकता है कि इसके परमाणु की सहसंयोजक आबन्ध में साझे के इलेक्ट्रॉन-युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति की माप, तत्व की विद्युत-ऋणात्मकता कहलाती है।

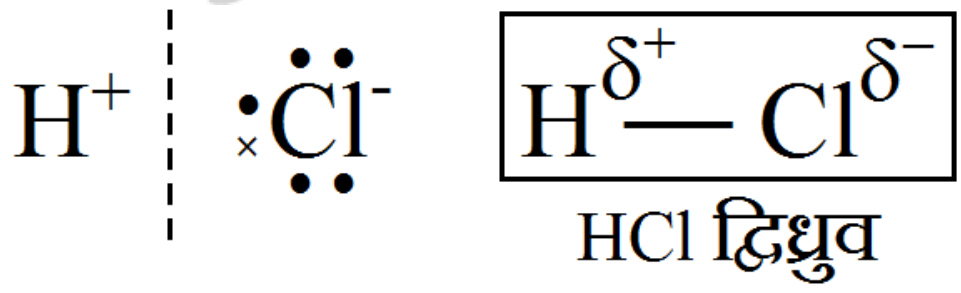
विद्युत-ऋणात्मकता तथा इलेक्ट्रॉन-लब्धि एन्थैल्पी या इलेक्ट्रॉन बन्धुता में अन्तर निम्नलिखित हैं-

क्र. सं.	इलेक्ट्रॉन बन्धुता	विद्युत-ऋणात्मकता
1.	परमाणु की बाह्य इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित करने की प्रवृत्ति है।	यह परमाणु की साझे इलेक्ट्रॉन-युग्म को आकर्षित करने की प्रवृत्ति है।

2. यह परमाणु की इलेक्ट्रॉन आकर्षित करने की परम (absolute) प्रवृत्ति है।	यह इलेक्ट्रॉन आकर्षित करने की सापेक्षकीय प्रवृत्ति है।
3. यह विलगित (isolated) परमाणु का एक गुण है।	यह विलगित (isolated) परमाणु का एक यह आबन्धित परमाणु का गुण है।
4. इसकी निश्चित विशिष्ट इकाई (kJ mol ⁻¹ तथा eV/ atom) होती है।	इसकी कोई इकाई नहीं होती। इसकी तुलनात्मक गणना हेतु अनेक पैमाने (scales) उपलब्ध हैं।

प्रश्न 18 ध्रुवीय सहसंयोजी आबंध से आप क्या समझते हैं? उदाहरण सहित व्याख्या कीजिए।

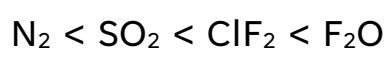
उत्तर- ध्रुवीय सहसंयोजी यौगिक (Polar covalent compound)- बहुत-से अणुओं में एक परमाणु दूसरे परमाणु से अधिक ऋण-विद्युतीय होता है तो इसकी प्रवृत्ति सहसंयोजी बन्ध के इलेक्ट्रॉन युग्म को अपनी ओर खींचने की होती है, इसलिए वह इलेक्ट्रॉन युग्म सही रूप से अणु के केन्द्र में नहीं रहता है, बल्कि अधिक ऋण विद्युती तत्व के परमाणु की ओर आकर्षित रहता है। इस कारण एक परमाणु पर धन आवेश (जिसकी ऋण-विद्युतीयता कम है) तथा दूसरे परमाणु पर ऋण आवेश (जिसकी ऋण-विद्युतीयता अधिक होती है) उत्पन्न हो जाता है। इस प्रकार प्राप्त अणु ध्रुवीय सहसंयोजी यौगिक कहलाता है और उसमें उत्पन्न बन्ध ध्रुवीय सहसंयोजी आबंध कहलाता है। उदाहरण- HCl अणु का बनना-क्लोरीन की विद्युत-ऋणात्मकता हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक है, अतः साझे का इलेक्ट्रॉन युग्म Cl परमाणु के अत्यन्त निकट होता है। फलस्वरूप H पर धन आवेश तथा Cl पर ऋण आवेश आ जाता है तथा HCl ध्रुवीय यौगिक की भाँति कार्य करने लगता है, अतः यह ध्रुवीय सहसंयोजी यौगिक का उदाहरण है।



HCl का अणु

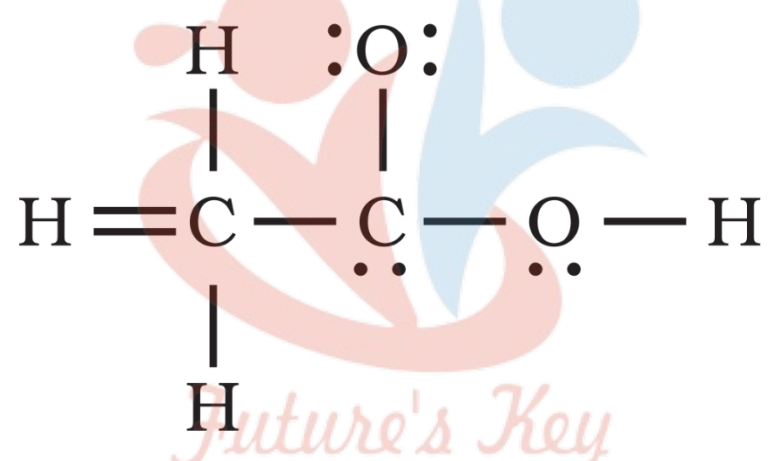
प्रश्न 19 निम्नलिखित अणुओं को आबन्धों की बढ़ती आयनिक प्रकृति के क्रम में लिखिए- LiF, K₂O, N₂, SO₂ तथा ClF₃

उत्तर- सामान्यतः, संयोग करने वाले परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकताओं में जितना अधिक अन्तर होगा, अणु में उतने ही अधिक आयनिक लक्षण होंगे। अणु की आकृति भी इस सम्बन्ध में महत्त्वपूर्ण है। दिये गये अणुओं का आयनिक प्रकृति के आधार पर क्रम निम्न है-

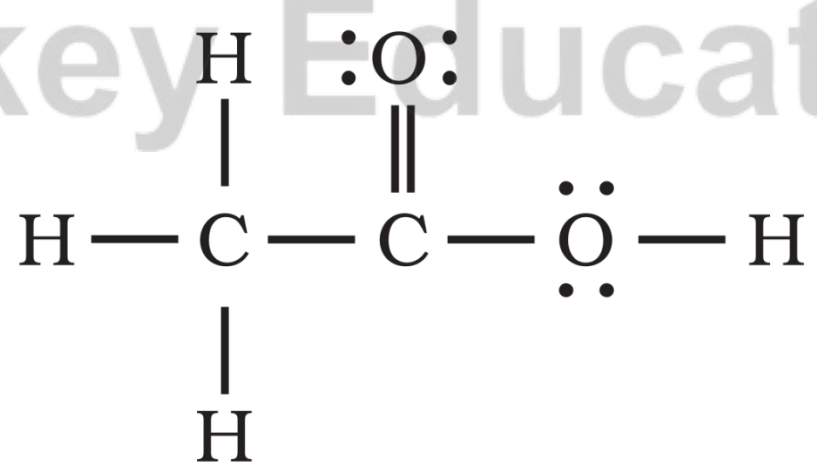


ClF₃ का SO₂ की तुलना में अधिक आयनिक होना इसकी T-आकृति के कारण है।

प्रश्न 20 CH₃COOH की नीचे दी गई ढाँचा-संरचना सही है, परन्तु कुछ आबन्ध त्रुटिपूर्ण दर्शाए गए हैं। ऐसीटिक अम्ल की सही लूइस-संरचना लिखिए-



उत्तर- सही लुइस संरचना निम्न है-

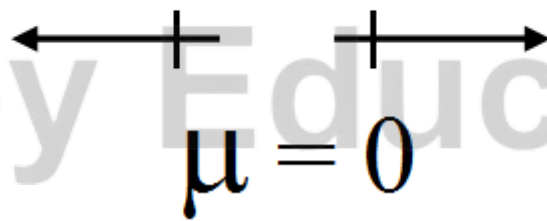


प्रश्न 21 चतुष्फलकीय ज्यामिति के अलावा CH_4 अणु की एक और सम्भव ज्यामिति वर्ग-समतली है, जिसमें हाइड्रोजन के चार परमाणु एक वर्ग के चार कोनों पर होते हैं। व्याख्या कीजिए कि CH_4 का अणु वर्ग-समतली नहीं होता है।

उत्तर- वर्ग-समतली ज्यामिति के लिए, dsp^2 संकरण आवश्यक है। कार्बन परमाणु को उत्तेजित अवस्था में विन्यास $1s^2 2s^2 2p^1_x 2p^1_y, 2p^1_z$ है। इसके पास 4-कक्षक नहीं है। अतः यह dsp^2 संकरण में भाग नहीं ले सकता। इस कारण CH_4 की वर्ग-समतली आकृति सम्भव नहीं है। CH_4 में, कार्बन परमाणु sp^3 संकरित अवस्था में होता है जो CH_4 के अणु को आकृति में चतुष्फलकीय (tetrahedral) बनाता है।

प्रश्न 22 यद्यपि Be-H आबन्ध ध्रुवीय है, तथापि BeH_2 , अणु का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य है। स्पष्ट कीजिए।

उत्तर- sp संकरण के कारण BeH_2 अणु की ज्यामिति रेखीय होती है। इस कारण इसमें उपस्थित दोनों BeH आबन्धों के आबन्ध आघूर्ण (bond moments) एक-दूसरे के विपरीत दिशा में कार्य करते हैं। परिणाम में समान होने के कारण तथा विपरीत दिशा में कार्य करने के कारण ये एक-दूसरे का निराकरण कर देते हैं। फलस्वरूप BeH_2 का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य प्राप्त होता है।



प्रश्न 23 NH_3 तथा NF_3 में किस अणु का द्विध्रुव-आघूर्ण अधिक है और क्यों?

उत्तर- NH_3 तथा NF_3 , दोनों अणुओं की पिरामिडी आकृति होती है तथा दोनों $\text{NH}_3(3.0-2.1 = 0.9)$ तथा $\text{NF}_3(4.0-3.0 = 1.0)$ अणुओं में विद्युत-ऋणात्मकता अन्तर भी लगभग समान होता है, परन्तु NH_3 का द्विध्रुव आघूर्ण (1.46D), $\text{NF}_3(0.24D)$ की तुलना में अधिक होता है। इसकी व्याख्या द्विध्रुव आघूर्णों की दिशा में अन्तर के आधार पर की जा सकती है। NH_3 में नाइट्रोजन

परमाणु पर उपस्थित एकाकी इलेक्ट्रॉन-युग्म का कक्षक द्विध्रुव आघूर्ण तीन N-F आबंधों के द्विध्रुव आघूर्णों के परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण की विपरीत दिशा में होता है। कक्षक द्विध्रुव आघूर्ण एकाकी इलेक्ट्रॉन-युग्म के कारण N-F आबंध-आघूर्णों के परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण के प्रभाव को कम करता है। इसके फलस्वरूप NF_3 के अणु का द्विध्रुव आघूर्ण कम होता है।

प्रश्न 24 परमाणु कक्षकों के संकरण से आप क्या समझते हैं। sp , sp^2 तथा sp^3 संकर कक्षकों की आकृति का वर्णन कीजिए।

उत्तर- संकरण (Hybridisation)- CH_4 , NH_3 , H_2O जैसे बहुपरमाणुक अणुओं की विशिष्ट ज्यामितीय आकृतियों को स्पष्ट करने के लिए पॉलिंग ने परमाणु कक्षकों के सिद्धान्त को प्रतिपादित किया। पॉलिंग के अनुसार परमाणु कक्षक संयोजित होकर समतुल्य कक्षकों का समूह बनाते हैं। इन कक्षकों को संकर कक्षक कहते हैं। आबंध विरचन में परमाणु शुद्ध कक्षकों के स्थान पर संकरित कक्षकों का प्रयोग करते हैं। इस परिघटना को हम संकरण कहते हैं। इसे निम्नवत् परिभाषित किया जा सकता है

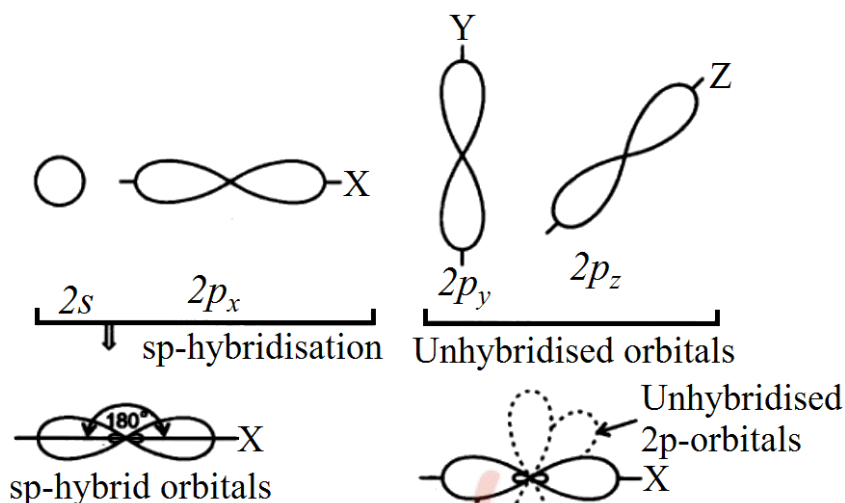
“लगभग समान ऊर्जा वाले कक्षकों के आपस में मिलकर ऊर्जा के पुनर्वितरण द्वारा समान ऊर्जा तथा आकार वाले कक्षकों को बनाने की प्रक्रिया को संकरण कहते हैं।”

उदाहरणार्थ- कार्बन का एक $2s$ कक्षक तथा तीन $2p$ कक्षक संकरण द्वारा चार नए sp^3 संकर कक्षक बनाते हैं।

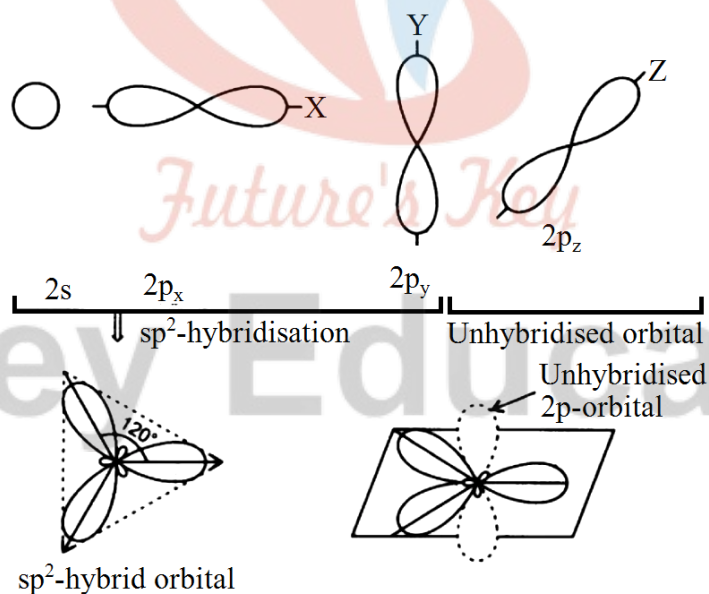
sp , sp^2 तथा sp^3 संकर कक्षकों की आकृति (Shapes of sp , sp^2 and sp^3 hybrid orbitals)

sp , sp^2 तथा sp^3 संकर कक्षकों की आकृति का वर्णन निम्नलिखित है-

- sp संकर कक्षक (sp -hybridised orbitals)- sp संकरण में परमाणु की संयोजकता कोश के उपकोश का एक कक्षक तथा p -उपकोश का एक कक्षक मिलकर समान आकृति एवं तुल्य ऊर्जा के sp संकरित कक्षक बनाते हैं। ये कक्षक आकृति में 180° के कोण पर अभिविन्यसित होते हैं।

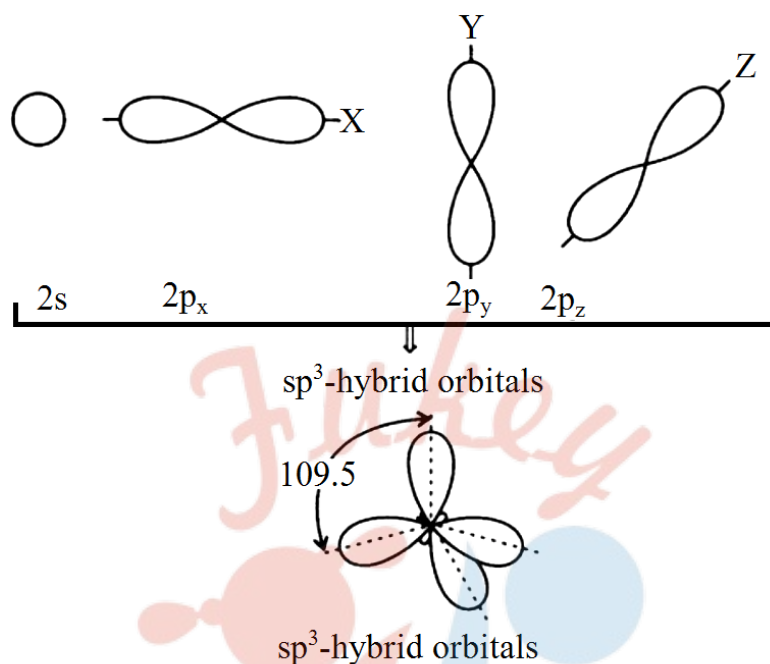


- ii. sp^2 संकरे कक्षक (sp^2 -hybridised orbitals)- sp^2 - संकरण में परमाणु की संयोजकता कोश के 5-उपकोश का एक कक्षक तथा p-उपकोश के दो कक्षक संयोजित होकर समान आकृति एवं तुल्य ऊर्जा के sp^2 संकर कक्षक बनाते हैं। ये sp^2 संकर कक्षक एक तल में स्थित होते हैं तथा एक समबाहु त्रिभुज के कोनों पर एवं 120° कोण पर निर्देशित रहते हैं।



- iii. sp^3 संकर कक्षक (sp^3 -hybridised orbitals)- sp^3 संकरण में परमाणु की संयोजकता कोश के उपकोश, का एक कक्षक तथा p-उपकोश के तीन कक्षक संयोजित होकर समान

आकृति एवं तुल्य ऊर्जा के चार sp^3 संकर कक्षक बनाते हैं। ये चारों sp^3 संकर कक्षक एक चतुष्फलक के चारों कोनों पर निर्देशित रहते हैं।



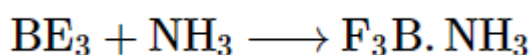
sp^3 संकर कक्षकों की आकृति

प्रश्न 25 निम्नलिखित अभिक्रिया में Al परमाणु की संकरण अवस्था में परिवर्तन (यदि होता है तो) को समझाइए-



उत्तर- $AlCl_3$, का निर्माण, केन्द्रीय Al परमाणु के sp^2 संकरण के द्वारा होता है। (Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$) $AlCl_4^-$ निर्माण sp^3 संकरण के द्वारा होता है (क्योंकि $AlCl_4^-$ में, Al की रिक्त $3p_z$, कक्षक भी संकरण में सम्मिलित है) इसलिए दी गई अभिक्रिया में Al की संकरण अवस्था sp^2 से sp^3 में परिवर्तित होती है।

प्रश्न 26 क्या निम्नलिखित अभिक्रिया के फलस्वरूप B तथा N परमाणुओं की संकरण-अवस्था में परिवर्तन होता है?



उत्तर- NH_3 में N की संकरण अवस्था अर्थात् sp^3 अपरिवर्तित रहती है। BF_3 में बोरॉन परमाणु sp^2 संकरित है, जबकि $\text{F}_3\text{B.NH}_3$ में यह sp^3 संकरित है। इसलिए, दी गई अभिक्रिया में B की संकरण अवस्था sp^2 से sp^3 में परिवर्तित होती है।

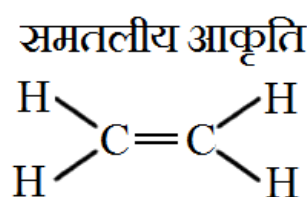
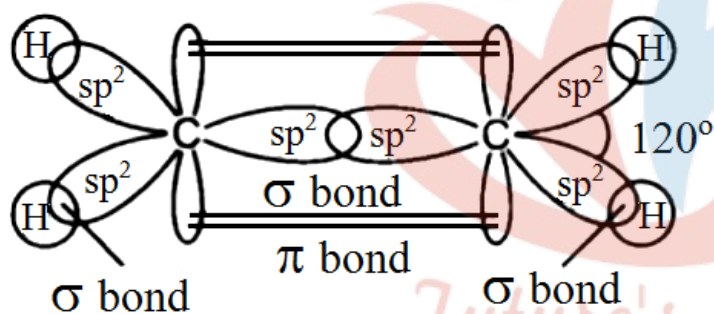
प्रश्न 27

C_2H_4 अणुओं में कार्बन परमाणुओं के बीच क्रमशः द्वि-आबन्ध तथा त्रि-आबन्ध के निर्माण को चित्र द्वारा स्पष्ट कीजिए।

C_2H_2 अणुओं में कार्बन परमाणुओं के बीच क्रमशः द्वि-आबन्ध तथा त्रि-आबन्ध के निर्माण को चित्र द्वारा स्पष्ट कीजिए।

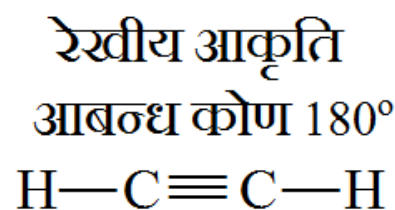
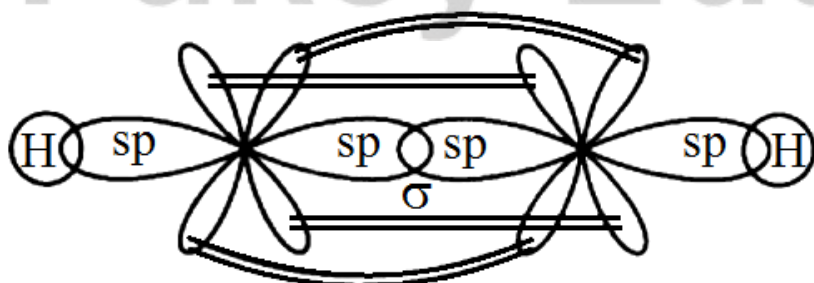
उत्तर-

i.



C_2H_4 में कार्बन परमाणुओं के मध्य द्वि-आबन्ध का बनना।

ii. **Fukey Education**



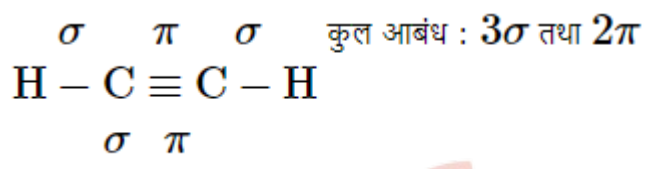
C_2H_2 में कार्बन परमाणुओं के मध्य त्रि आबन्ध का बनना

प्रश्न 28 निम्नलिखित अणुओं में सिग्मा (σ) तथा पाई (π) आबन्धों की कुल संख्या कितनी है?

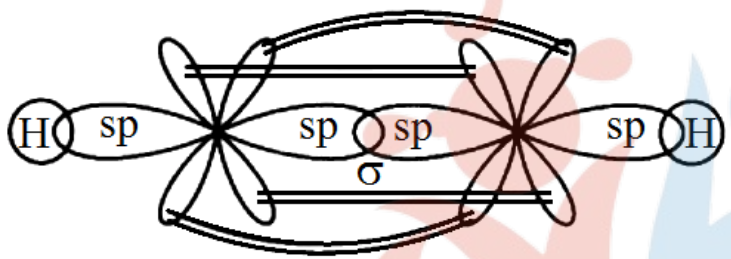
- i. C₂H₂
- ii. C₂H₄

उत्तर-

i.



ii.



रेखीय आकृति
आबन्ध कोण 180°
H—C≡C—H

C₂H₂ में कार्बन परमाणुओं के मध्य त्रि आबन्ध का बनना

प्रश्न 29 x-अक्ष को अन्तर्नाभिकीय अक्ष मानते हुए बताइए कि निम्नलिखित में कौन-से कक्षक सिग्मा (σ) आबन्ध नहीं बनाएँगे और क्यों?

- i. 1s तथा 1s
- ii. 1s तथा 2p_x
- iii. 2p_y तथा 2p_y
- iv. 1s तथा 2s

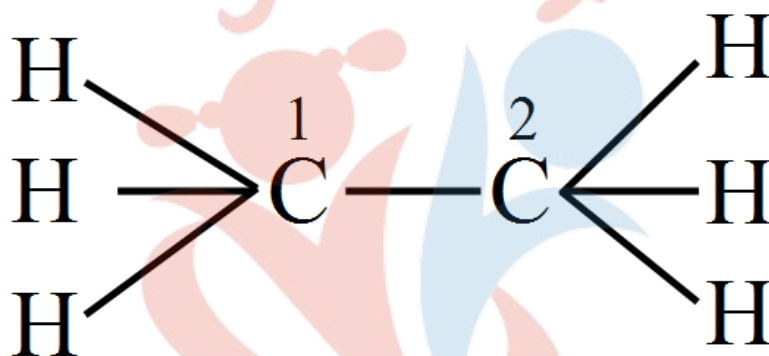
उत्तर- (i), (ii) तथा (iv) सिग्मा (σ) आबन्ध बनायेंगे क्योंकि कक्षक गोलीय सममित (spherically symmetric) हैं। (iv) अर्थात् 2p_y, तथा 2p_y, सिग्मा आबन्ध नहीं बना सकते, क्योंकि ये ऑर्बिटल y-अक्ष के अनुत्तीय होने के कारण अक्षीय अतिव्यापन नहीं कर सकते और इस प्रकार σ-आबन्ध का निर्माण नहीं कर सकते। ये केवल पार्श्ववत अतिव्यापन कर 7 आबन्ध बना सकते हैं, यदि -अक्ष अन्तरानाभिकीय अक्ष हैं।

प्रश्न 30 निम्नलिखित अणुओं में कार्बन परमाणु कौन-से संकर कक्षक प्रयुक्त करते हैं?

- CH_3-CH_3
- $\text{CH}_3-\text{CH}_3=\text{CH}_2$
- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
- CH_3CHO
- CH_3COOH

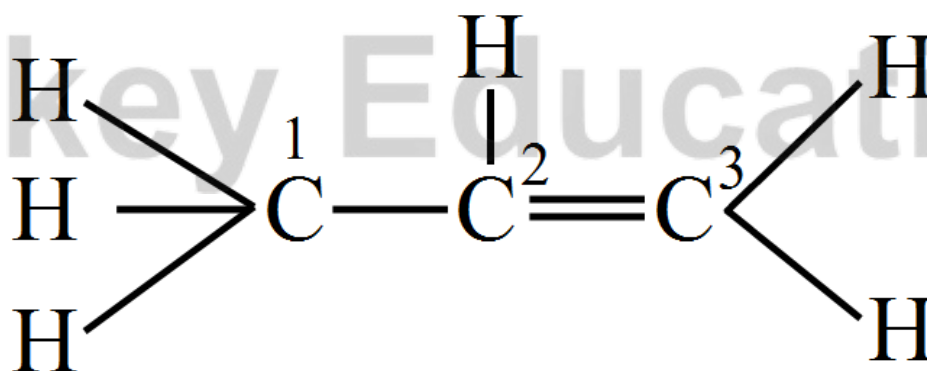
उत्तर-

i.



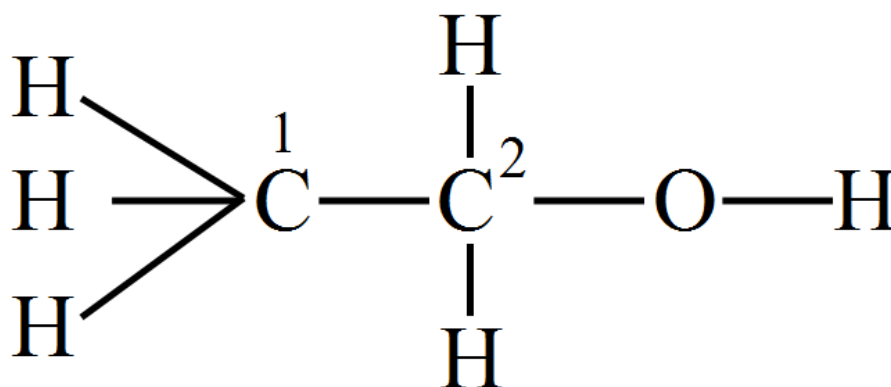
दोनों C_1 तथा C_2 , sp^3 संकरित कक्षकों को प्रयुक्त करते हैं।

ii.



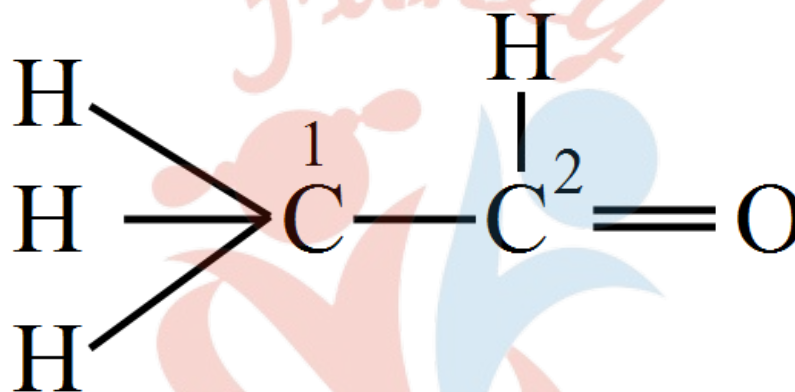
C_1 कार्बन sp^3 तथा C_2 एवं C_3 कार्बन sp^2 संकरित कक्षकों को प्रयुक्त करते हैं।

iii.



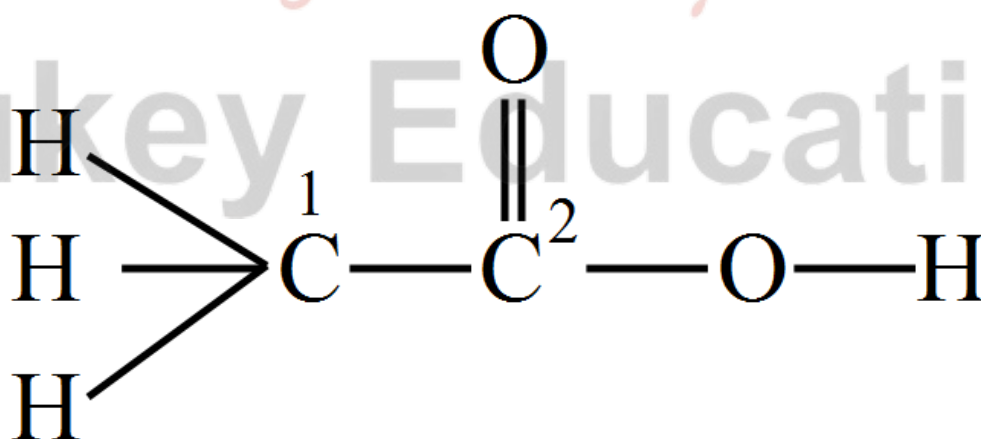
दोनों C_1 तथा C_2 , sp^3 संकरित कक्षकों को प्रयुक्त करते हैं।

iv.



C_1 , sp^3 तथा C_2 , sp_2 संकरित कक्षकों को प्रयुक्त करते हैं।

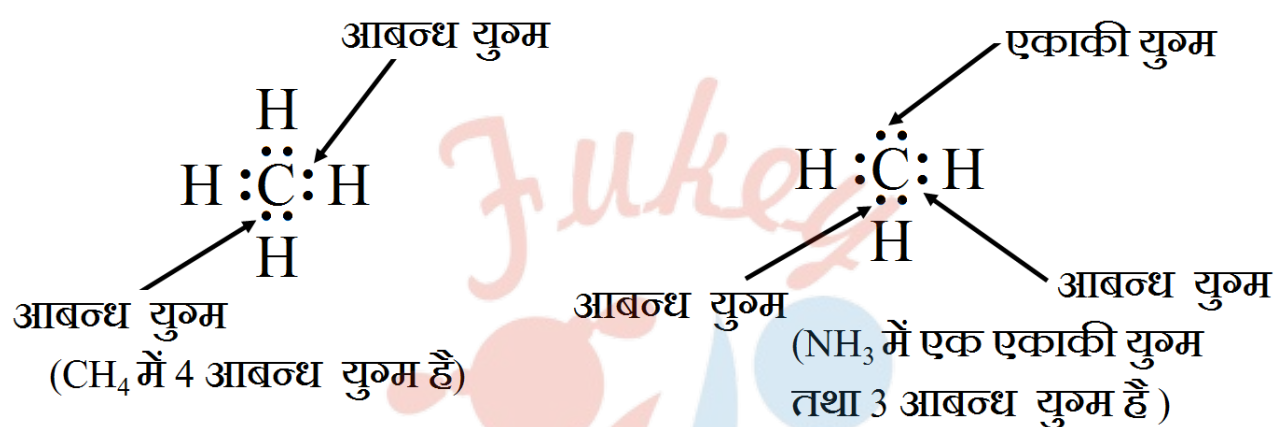
v.



C_1 , sp^3 तथा C_2 , sp^2 संकरित कक्षकों को प्रयुक्त करते हैं।

प्रश्न 31 इलेक्ट्रॉनों के आबन्धी युग्म तथा एकाकी युग्म से आप क्या समझते हैं? प्रत्येक को एक उदाहरण द्वारा स्पष्ट कीजिए।

उत्तर- दो आबन्धी सहसंयोजी परमाणुओं के बीच उपस्थित इलेक्ट्रॉन्स के सहभागी युग्म, आबन्धी युग्म कहलाते हैं। वे इलेक्ट्रॉन्स युग्म जो परमाणु पर उपस्थित होते हैं परन्तु सहसंयोजी आबन्ध निर्माण में भाग नहीं लेते हैं, एकाकी युग्म कहलाते हैं। उदाहरणार्थ-



प्रश्न 32 सिग्मा तथा पाई आबन्ध में अन्तर स्पष्ट कीजिए।

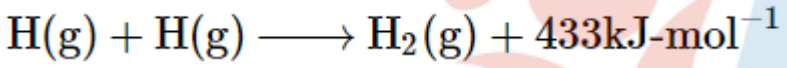
उत्तर- सिग्मा व पाई आबन्धों में अन्तर (Differences between Sigma and pi Bonds)-

क्र. सं.	σ-σ- आबंध	π-π- आबंध
1.	आबन्ध यह कक्षकों के अक्षों पर परस्पर अतिव्यापन द्वारा बनता है।	यह दो p या d या p व d असंकरित कक्षकों के पार्श्व अतिव्यापन द्वारा बनता है।
2.	यह s-s, s-p, p-p या संकरित-असंकरित आदि कक्षकों के अतिव्यापन पर बनता है।	यह p या d या pad कक्षकों के अतिव्यापन से बनता है।
3.	इसमें मुक्त घूर्णन सम्भव है।	इसमें मुक्त घूर्णन सम्भव नहीं है।
4.	यह अधिक स्थायी व कम क्रियाशील होता है।	यह अस्थायी व अधिक क्रियाशील होता है।
5.	यह स्वतन्त्र रूप में बन सकता है।	यह σ-σ- आबन्ध के निर्माण के बाद ही बन सकता है।

6. यह अणु की आकृति निर्धारित करता है।	इसका अणुओं की आकृति पर कोई प्रभाव नहीं होता, बल्कि यह आबन्ध कोण को प्रभावित करता है।
---------------------------------------	--

प्रश्न 33 संयोजकता आबन्ध सिद्धान्त के आधार पर H₂ अणु के विरचन की व्याख्या कीजिए।

उत्तर- संयोजकता आबन्ध सिद्धान्त को सर्वप्रथम हाइटलर तथा लंडन (Heitler and London) ने सन् 1927 में प्रस्तुत किया था जिसका विकास पॉलिंग (Pauling) तथा अन्य वैज्ञानिकों ने बाद में किया। इस सिद्धान्त का विवेचन परमाणु कक्षकों, तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों, परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन और संकरण तथा विचरण (variation) एवं अध्यारोपण (superposition) के सिद्धान्तों के ज्ञान पर आधारित है। इस सिद्धान्त के आधार पर H₂ अणु के विरचन की व्याख्या निम्नवत् की जा सकती है-



यह प्रदर्शित करता है कि हाइड्रोजन अणु की ऊर्जा हाइड्रोजन परमाणुओं की तुलना में कम है। सामान्यतः जब कभी परमाणु संयोजित होकर अणु बनाते हैं, तब ऊर्जा में अवश्य ही कमी आती है जो स्थायित्व को बढ़ा देती है। मानो हाइड्रोजन के दो परमाणु A व B, जिनके नाभिक क्रमशः N_A व N_B हैं तथा उनमें उपस्थित इलेक्ट्रॉनों को e_A और e_B द्वारा दर्शाया गया है, एक-दूसरे की ओर बढ़ते हैं। जब ये दो परमाणु एक-दूसरे से अत्यधिक दूरी पर होते हैं, तब उनके बीच कोई अन्योन्यक्रिया नहीं होती। ज्यों-ज्यों दोनों परमाणु एक-दूसरे के समीप आते-जाते हैं, त्यों-त्यों उनके बीच आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल उत्पन्न होते जाते हैं।

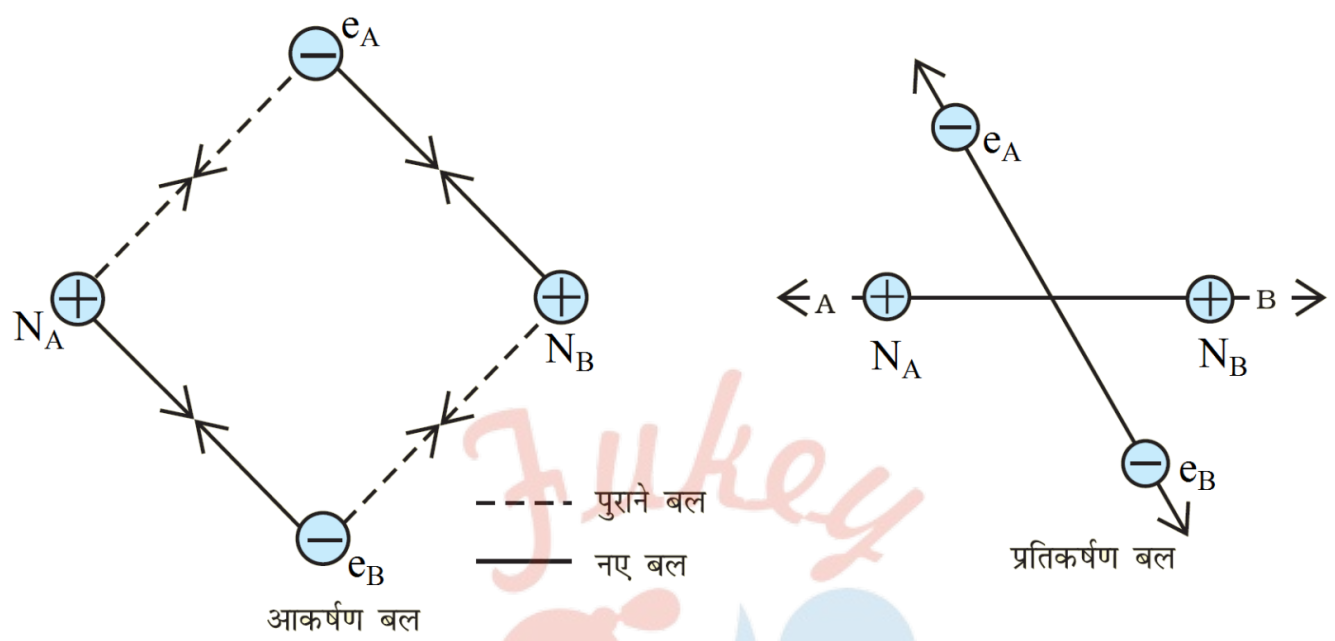
आकर्षण बल निम्नलिखित में उत्पन्न होते हैं-

- एक परमाणु के नाभिक तथा उसके इलेक्ट्रॉनों के बीच N_A - e_AN_B - e_B
- एक परमाणु के नाभिक तथा दूसरे परमाणु के इलेक्ट्रॉनों के बीच N_A - e_B, N_B - e_A

इसी प्रकार प्रतिकर्षण बल निम्नलिखित में उत्पन्न होते हैं-

- दो परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनों के बीच e_A - e_B

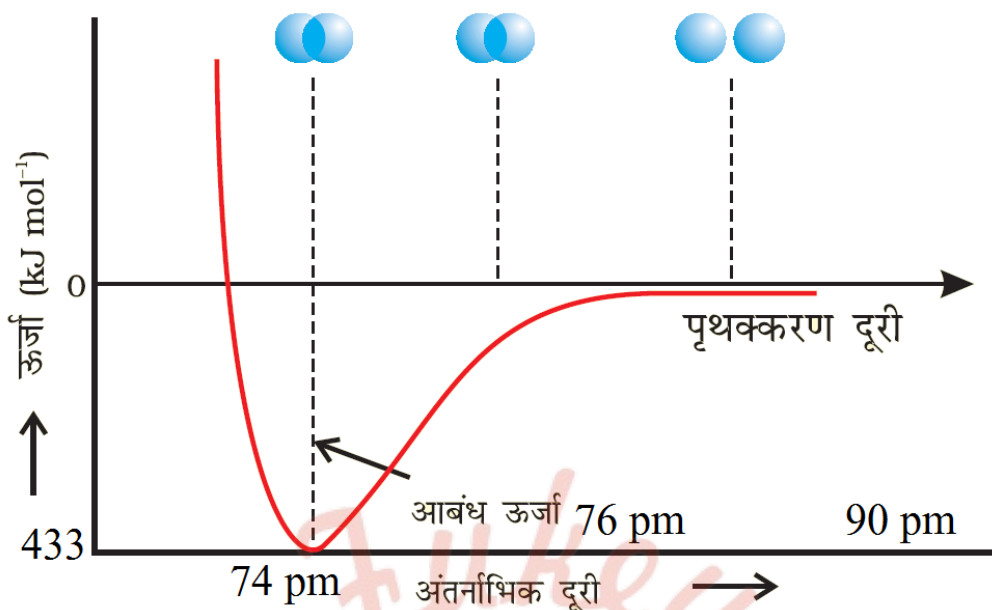
- दो परमाणुओं के नाभिकों के बीच $N_A - N_B$



H_2 अणु के विरचन में आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल

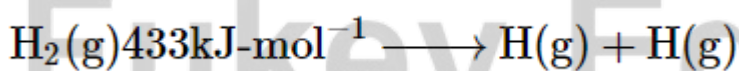
आकर्षण बल दोनों परमाणुओं को एक-दूसरे के पास लाते हैं, जबकि प्रतिकर्षण बल उन्हें दूर करने का प्रयास करते हैं। प्रायोगिक तौर पर यह पाया गया है कि नए आकर्षण बलों का मान नए प्रतिकर्षण बलों के मान से अधिक होता है। इसके परिणामस्वरूप दोनों परमाणु एक-दूसरे के समीप आते हैं तथा उनकी स्थितिज ऊर्जा कम हो जाती है। अन्ततः ऐसी स्थिति आ जाती है कि नेट आकर्षण बल, प्रतिकर्षण बल के बराबर हो जाता है और निकाय की ऊर्जा न्यून स्तर पर पहुँच जाती है। इस अवस्था में हाइड्रोजन के परमाणु 'आबन्धित' कहलाते हैं और एक स्थायी अणु बनाते हैं जिसकी आबन्ध-लम्बाई 74 pm होती है।

Fukey Education



H_2 अणु के विरचन के लिए H परमाणुओं के बीच अंतरानाभिक दूरी की सापेक्ष स्थितिज ऊर्जा का आरेख, आरेख में न्यूनतम ऊर्जा स्थिति H_2 की सर्वाधिक स्थायी अवस्था दर्शाती है।

चूंकि हाइड्रोजन के दो परमाणुओं के बीच आबन्ध बनने पर ऊर्जा मुक्त होती है, इसलिए हाइड्रोजन अणु दो पृथक् परमाणुओं की अपेक्षा अधिक स्थायी होता है। इस प्रकार मुक्त ऊर्जा 'आबन्ध एन्थैल्पी' कहलाती है। यह में दिए गए आरेख के संगत होती है। विलोमतः H_2 के एक मोल अणुओं के वियोजन के लिए 433kJ-J ऊर्जा की आवश्यकता होती है, इसे आबन्ध वियोजन ऊर्जा कहा जाता है।



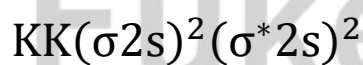
प्रश्न 34 परमाणु कक्षकों के रैखिक संयोग से आण्विक कक्षक बनने के लिए आवश्यक शर्तों को लिखिए।

उत्तर- परमाणु कक्षकों के रैखिक संयोग से आण्विक कक्षकों के निर्माण के लिए निम्नलिखित शर्तें अनिवार्य हैं-

- संयोग करने वाले परमाणु कक्षकों की ऊर्जा समान या लगभग समान होनी चाहिए। इसका तात्पर्य यह है कि एक 1s कक्षक दूसरे 1s कक्षक से संयोग कर सकता है, परन्तु 2s कक्षक से नहीं, क्योंकि 2s कक्षक की ऊर्जा 1s कक्षक की ऊर्जा से कहीं अधिक होती है। यह सत्य नहीं है, यदि परमाणु भिन्न प्रकार के हैं।
- संयोग करने वाले परमाणु कक्षकों की आण्विक अक्ष के परितः समान सममिति होनी चाहिए। परिपाटी के अनुसार, z-अक्ष को आण्विक अक्ष मानते हैं। यहाँ यह तथ्य महत्त्वपूर्ण है कि समान या लगभग समान ऊर्जा वाले परमाणु कक्षक केवल तभी संयोग करेंगे, जब उनकी सममिति समान है, अन्यथा नहीं। उदाहरणार्थ- 2p, परमाणु कक्षक दूसरे परमाणु के 2p, कक्षक से संयोग करेगा, परन्तु 2p, या 2s, कक्षकों से नहीं क्योंकि उनकी सममितियाँ समान नहीं हैं।
- संयोग करने वाले परमाणु कक्षकों को अधिकतम अतिव्यापन करना चाहिए। जितना अधिक अतिव्यापन होगा, आण्विक कक्षकों के नाभिकों के बीच इलेक्ट्रॉन घनत्व उतना ही अधिक होगा।

प्रश्न 35 आण्विक कक्षक सिद्धान्त के आधार पर समझाइए कि Be_2 अणु का अस्तित्व क्यों नहीं होता?

उत्तर- Be का परमाणु क्रमांक 4 है। इसका अर्थ है कि Be_2 के आण्विक कक्षक में 8 इलेक्ट्रॉन भरे जाएँगे। इसका आण्विक कक्षक विन्यास है-

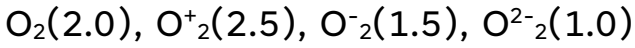


$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2}(2 - 2) = 0$$

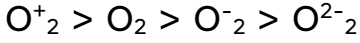
चूँकि आबंध कोटि शून्य प्राप्त होती है, अतः Be_2 अणु का अस्तित्व नहीं होता।

प्रश्न 36 निम्नलिखित स्पीशीज के आपेक्षिक स्थायित्व की तुलना कीजिए तथा उनके चुम्बकीय गुण इंगित कीजिए- $\text{O}_2, \text{O}^+_{2}, \text{O}^-_{2}$ (सुपर ऑक्साइड) तथा O^{2-}_{2} (परऑक्साइड)

उत्तर- दी गई स्पीशीज की आबंध कोटि इस प्रकार हैं-



इनके स्थायित्व का क्रम इस प्रकार होगा-



इनके चुम्बकीय गुण निम्नलिखित हैं-

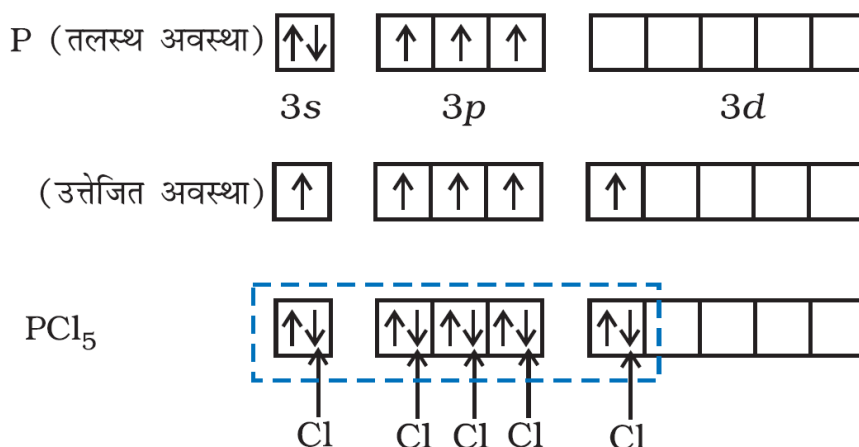
- O_2 अनुचुम्बकीय है।
- O_2^+ अनुचुम्बकीय है।
- O_2^- अनुचुम्बकीय है।
- O_2^{2-} प्रतिचुम्बकीय है।

प्रश्न 37 कक्षकों के निरूपण में उपयुक्त धन (+) तथा ऋण (-) चिह्नों का क्या महत्त्व होता है?

उत्तर- जब संयोजित होने वाले परमाणु कक्षकों की पालियों (lobes) के चिह्न समान (अर्थात् + तथा + या - तथा) होते हैं, तब आबन्धी आण्विक कक्षक बनते हैं। जब संयोजित होने वाले परमाणु कक्षकों की पालियों के चिह्न असमान होते हैं, तब प्रतिआबन्धी आण्विक कक्षक बनते हैं।

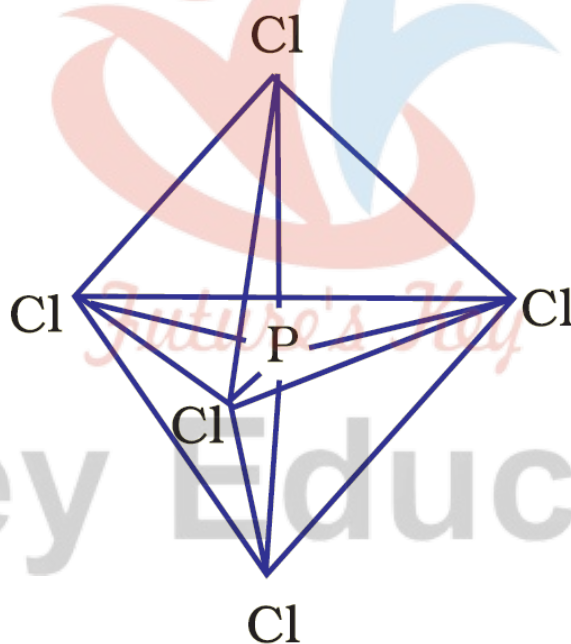
प्रश्न 38 PCl_5 अणु में संकरण का वर्णन कीजिए। इसमें अक्षीय आबन्ध विषुवतीय आबन्धों की अपेक्षा अधिक लम्बे क्यों होते हैं?

उत्तर- PCl_5 अणु में sp^3d -संकरण (sp^3d - hybridisation in PCl_5 molecule)- फॉस्फोरस परमाणु ($Z=15$) की तलस्थ अवस्था इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को नीचे दर्शाया गया है। फॉस्फोरस की आबन्ध निर्माण परिस्थितियों में $3s$ कक्षक से एक इलेक्ट्रॉन अयुग्मित होकर रिक्त $3s^2_z$ कक्षक में प्रोन्नत हो जाता है। इस प्रकार फॉस्फोरस की उत्तेजित अवस्था के विन्यास को इस प्रकार दर्शाया जा सकता है।



पाँच क्लोरीन परमाणुओं द्वारा प्रदत्त इलेक्ट्रॉन युग्मों द्वारा भरे गए
 sp^3d संकरित कक्षक

इस प्रकार पाँच कक्षक (एक s, तीन p तथा एक d कक्षक) संकरण के लिए उपलब्ध होते हैं। इनके संकरण द्वारा पाँच sp^3d संकर कक्षक प्राप्त होते हैं, जो त्रिकोणीय द्वि-पिरामिड के पाँच कोनों की ओर उन्मुख होते हैं, जैसा में दर्शाया गया है।



PCl₅ अणु की त्रिकोणीय द्वि-पिरामिडी ज्यामिति

यहाँ यह तथ्य ध्यान देने योग्य है कि त्रिकोणीय द्वि-पिरामिडी ज्यामिति में सभी आबन्ध कोण बराबर नहीं होते हैं। PCl₅ में फॉस्फोरस के पाँच sp^3 संकर कक्षक क्लोरीन परमाणुओं के अर्द्ध-पूरित कक्षकों में अतिव्यापन द्वारा पाँच PCl₅ सिग्मा-आबन्ध बनाते हैं। इनमें से तीन P-Cl आबन्ध एक तल में होते हैं तथा परस्पर 120° का कोण बनाते हैं। इन्हें 'विषुवतीय आबन्ध',

(equatorial) कहते हैं। अन्य दो P-Cl आबन्ध क्रमशः विषुवतीय तल के ऊपर और नीचे होते हैं तथा तल से 90° का कोण बनाते हैं। इन्हें अक्षीय आबन्ध (axial) कहते हैं। चूंकि अक्षीय आबन्ध इलेक्ट्रॉन युग्मों में विषुवतीय आबन्धी-युग्मों से अधिक प्रतिकर्षण अन्योन्य क्रियाएँ होती हैं, अतः ये आबन्ध विषुवतीय आबन्धों से लम्बाई में कुछ अधिक तथा प्रबलता में कुछ कम होते हैं। इसके परिणामस्वरूप PCl_5 अत्यधिक क्रियाशील होता है।

प्रश्न 39 हाइड्रोजन आबन्ध की परिभाषा दीजिए। यह वाण्डरवाल्स बलों की अपेक्षा प्रबल होते हैं या दुर्बल?

उत्तर- हाइड्रोजन आबन्ध को उस आकर्षण बल के रूप में परिभाषित किया जा सकता है, जो एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु को दूसरे अणु के विद्युत-ऋणात्मक परमाणु (F, O या N) से बाँधता है। यह वाण्डरवाल्स बलों की अपेक्षा दुर्बल होते हैं।

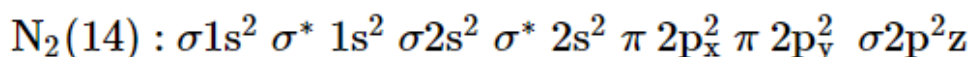
प्रश्न 40 'आबन्ध कोटि' से आप क्या समझते हैं? निम्नलिखित में आबन्ध-कोटि का परिकलन कीजिए- N_2 , O_2 , O_2^+ तथा O_2^-

उत्तर- किसी अणु यो आयन में दो परमाणुओं के बीच आबन्धों की संख्या 'आबन्ध कोटि कहलाती है। गणितीय रूप में, यह आबन्धी तथा अनाबन्धी कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों की संख्या में अन्तर के आधे के बराबर होती है। अर्थात्

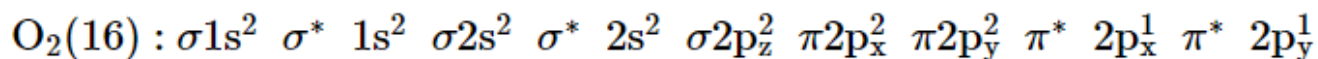
Future's Key

Fukey Education

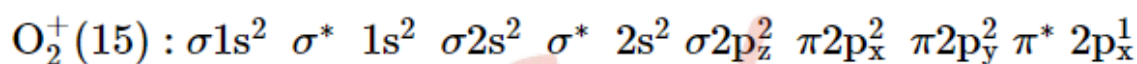
$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2} (N_b - N_a)$$



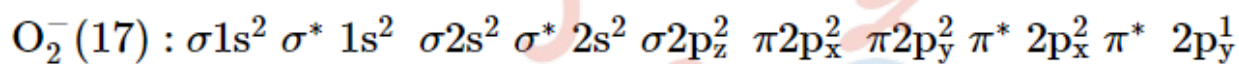
$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2} (10 - 4) = \frac{6}{2} = 3$$



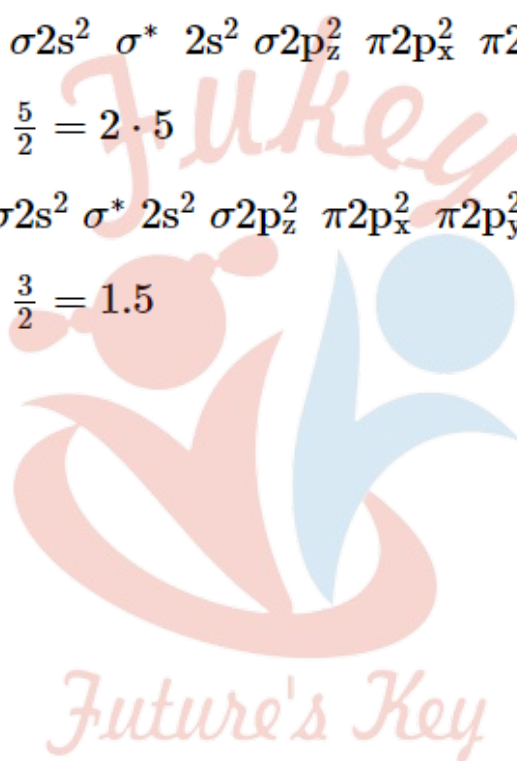
$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2} (10 - 6) = \frac{4}{2} = 2$$



$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2} (10 - 5) = \frac{5}{2} = 2.5$$



$$\text{आबंध कोटि} = \frac{1}{2} (10 - 7) = \frac{3}{2} = 1.5$$



Fukey Education