



रासायनिक बन्ध-1

रासायनिक बंध :

विभिन्न रासायनिक स्पीशीज में अनेक घटकों (परमाणुओं, आयनों इत्यादि) को संलग्न रखने वाले आकर्षण बल को 'रासायनिक आबंध कहते हैं।

सहसंयोजी बंध :

दो तत्वों के मध्य इलेक्ट्रॉनों का साझा करने पर निर्मित एक रासायनिक बंध सहसंयोजक बंध कहलाता है।

$A-A$ (एकल बंध) : यदि दो संयोजित तत्वों के मध्य 2 इलेक्ट्रॉनों के साझे द्वारा बंध बनता है तो वह एकल बंध कहलाता है।

$A=A$ (द्विबंध) : यदि दो संयोजित तत्वों के मध्य 4 इलेक्ट्रॉनों के साझे द्वारा बंध बनता है तो वह द्विबंध कहलाता है।

$A\equiv A$ (त्रिबंध) : यदि दो संयोजित तत्वों के मध्य 6 इलेक्ट्रॉनों के साझे द्वारा बंध बनता है तो वह त्रिबंध कहलाता है।

रासायनिक बंध की प्रकृति को समझने के लिए विभिन्न सिद्धान्त दिये गये हैं जो निम्न हैं—

(i) अष्टक नियम

(ii) संयोजकता बंध सिद्धान्त (VBT)

(iii) संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त (VSEPR)

(iv) आण्विक कक्षक सिद्धान्त (MOT)

खण्ड (A) : अष्टक नियम, लुईस बिन्दु संरचना

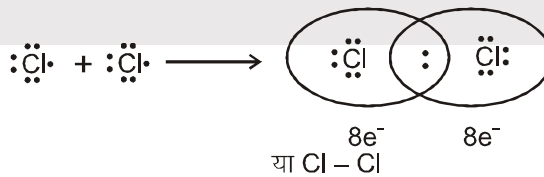
अष्टक नियम : परमाणुओं के बाह्यतम कोश में आठ इलेक्ट्रॉन रखने की क्षमता को लुईस अष्टक नियम से जाना जाता है। अक्रिय गैस विन्यास पाने के लिए परमाणु इलेक्ट्रॉन ग्रहण, त्याग या साझा करते हैं।

- यह प्रेक्षित किया जा चुका है कि उत्कृष्ट गैसों के परमाणु एक दूसरे से या अन्य तत्वों के परमाणुओं के साथ बहुत ही कम या नहीं के बराबर संयोजित होने की क्षमता रखते हैं।
- अर्थात् इन परमाणुओं में एक स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास उपस्थित होता है।
- ये तत्व (अक्रिय गैसें), हीलियम के अतिरिक्त (बाह्यतम कोश में 2 इलेक्ट्रॉन ($1s^2$) सभी अपने बाह्यतम कोश में आठ इलेक्ट्रॉन ($ns^2 np^6$) रखते हैं।

तत्व	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
बाह्यतम कोश विन्यास	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$

- इससे यह निष्कर्ष निकलता है कि बाह्यतम ऊर्जा स्तर में $ns^2 np^6$ विन्यास वाली संरचना अधिकतम स्थायी या न्यूनतम ऊर्जा युक्त होती है।

अष्टक नियम को क्लोरीन अणु (Cl_2) बनने के उदाहरण से समझा जा सकता है। क्लोरीन परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[Ne] 3s^2 3p^5$ है, अर्थात् क्लोरीन परमाणु में आर्गन के विन्यास को प्राप्त करने के लिए एक इलेक्ट्रॉन की कमी है। Cl_2 अणु के बनने को दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच एक इलेक्ट्रॉन युग्म के साझे के रूप में समझा जा सकता है। इस प्रक्रिया में दोनों क्लोरीन परमाणु साझित इलेक्ट्रॉन युग्म में एक-एक इलेक्ट्रॉन का योगदान करते हैं तथा इनके बाह्य कोश करीबी उत्कृष्ट गैस, अर्थात् आर्गन का अष्टक विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।



चित्र - दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच सहसंयोजी आबंध

यहाँ बिन्दु इलेक्ट्रॉनों को निरूपित करते हैं। ये संरचनाएँ 'लुईस बिन्दु संरचनाएँ' कहलाती हैं।

लुईस बिन्दु संरचना :

अन्य अणुओं के लिए भी लुईस बिन्दु संरचनाएँ लिखी जा सकती हैं, जिनमें संयुक्त होने वाले परमाणु समान अथवा भिन्न हो सकते हैं। इसके लिए मुख्य नियम निम्नलिखित हैं :



लुईस बिन्दु संरचनाएँ निम्नलिखित पदों के आधार पर लिखी जा सकती हैं।

- लुईस संरचना लिखने के लिए आवश्यक कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या संयुग्मित होने वाले परमाणुओं के संयोजी-इलेक्ट्रॉनों के योग द्वारा प्राप्त की जाती है।
- ऋणायनों के लिए प्रति ऋणावेश एक इलेक्ट्रॉन जोड़ दिया जाता है।
- धनायनों के लिए प्रति धनावेश एक इलेक्ट्रॉन घटा दिया जाता है।
- इसके पश्चात् केन्द्रीय परमाणु का चयन करते हैं।

केन्द्रीय परमाणु का चयन निम्न पदों के अनुसार करते हैं :

- सामान्यतः अणु/आयन में न्यूनतम विद्युत ऋणात्मकता वाला परमाणु केन्द्रीय परमाणु का स्थान पाता है। जैसे NF_3 तथा CO_3^{2-} में क्रमशः नाइट्रोजन तथा कार्बन केन्द्रीय परमाणु हैं। जबकि फ्लोरीन व ऑक्सीजन सिरे वाली (Terminal position) स्थिति ग्रहण करते हैं।
- सामान्यतः जिस परमाणु की संख्या कम होती है वह केन्द्रीय परमाणु की तरह होते हैं।
- सामान्यतः केन्द्रीय परमाणु वह होता है, जो अधिकतम बन्ध बनाता है (सामान्यतः बन्धों की संख्या परमाणु के बाहरी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन के बराबर होती है)।
- अधिकतम परमाणु क्रमांक वाला परमाणु या बड़ा परमाणु केन्द्रीय परमाणु की तरह कार्य करता है।

अतः हम कह सकते हैं कि फ्लोरीन और हाइड्रोजन कभी भी केन्द्रीय परमाणु की तरह कार्य नहीं करेगा।

एकल बंधों के लिए साझित इलेक्ट्रॉन युग्म लिखने के पश्चात् शेष इलेक्ट्रॉन युग्मों का उपयोग या तो बहु-बंधन के लिए किया जाता है या वह एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों के रूप में रहते हैं। आधारभूत आवश्यकता यह है कि प्रत्येक आबंधित परमाणु में इलेक्ट्रॉन का ऑक्टेट (अष्टक) पूरा करना होता है।

कुछ अणुओं तथा आयनों की लुईस बिन्दु संरचनाओं को सारणी में दिया गया है।

सारणी

अणु/आयन	H_2	O_2	O_3	NF_3	CO_3^{2-}	HNO_3	CH_4	HCHO
लुईस निरूपण	$\text{H}-\text{H}$	$:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}:$	$:\ddot{\text{O}}=\overset{+}{\text{O}}-\ddot{\text{O}}^-:$	$:\ddot{\text{F}}-\overset{+}{\text{N}}-\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{F}}:$	$[\ddot{\text{O}}=\overset{+}{\text{C}}-\ddot{\text{O}}:]^{2-}$	$\ddot{\text{O}}=\overset{+}{\text{N}}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$ $:\ddot{\text{O}}:$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \end{array}$

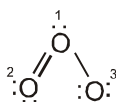
प्रत्येक हाइड्रोजन परमाणु हीलियम का विन्यास ग्रहण करता है (इलेक्ट्रॉनों का द्विलक) (Duplet)

खण्ड (B) : औपचारिक आवेश तथा अष्टक नियम की सीमाएँ

औपचारिक आवेश (Formal Charge) : बहुपरमाणुक अणु या आयन के किसी परमाणु पर उपस्थित औपचारिक आवेश को उसके विलगित (Isolated) स्थिति (अर्थात् मुक्त परमाण्वीय अवस्था) में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या तथा लुईस संरचना में परमाणु को प्रदत्त इलेक्ट्रॉनों की संख्या के अन्तर के रूप में परिभाषित किया जा सकता है। इसे इस प्रकार अभिव्यक्त किया जाता है—

$$\text{लुईस संरचना में किसी परमाणु पर फॉर्मल आवेश} = \left[\begin{array}{l} \text{मुक्त परमाणु में संयोजकता} \\ \text{इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{l} \text{अनाबंधी (एकाकी युग्म) इलेक्ट्रॉनों} \\ \text{की कुल संख्या} \end{array} \right] - \left(\frac{1}{2} \right) \left[\begin{array}{l} \text{आबंधित (सहभाजित) इलेक्ट्रॉनों की कुल} \\ \text{संख्या} \end{array} \right]$$

आइए, ओजोन (O_3) के अणु को लें। O_3 लुईस संरचना को इस प्रकार लिखा जा सकता है —



ऑक्सीजन के परमाणुओं को 1, 2 तथा 3 द्वारा चिह्नित किया गया है :

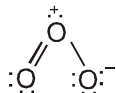
$$1 \text{ द्वारा चिह्नित केन्द्रीय O परमाणु पर औपचारिक आवेश} = 6 - 2 - \frac{1}{2} (6) = +1$$

$$2 \text{ द्वारा चिह्नित अंतस्थ O परमाणु पर औपचारिक आवेश} = 6 - 4 - \frac{1}{2} (4) = 0$$



$$3 \text{ द्वारा चिह्नित अंतस्थ O परमाणु पर औपचारिक आवेश} = 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

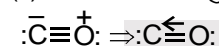
अतः O₃ के अणु को औपचारिक आवेश के साथ इस प्रकार दर्शाया जाता है -



यहाँ पर ध्यान देने योग्य बात यह है कि औपचारिक आवेश, अणु में वास्तविक आवेश प्रकट नहीं करते हैं। लुईस-संरचना में परमाणुओं पर आवेश को दर्शाने से अणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों के लेखा-जोखा रखने में सहायता मिलती है। औपचारिक आवेश की सहायता से किसी स्पीशीज की कई संभव लुईस संरचनाओं में से निम्नतम ऊर्जा की संरचना का चयन करने में सहायता मिलती है। साधारणतः न्यूनतम ऊर्जा वाली संरचना वह होती है, जिसके परमाणुओं पर न्यूनतम औपचारिक आवेश हो।

नोट : (i) औपचारिक आवेश का सिद्धान्त आबंधन की शुद्ध सहसंयोजी प्रकृति पर आधारित है, जिसमें आबंधित परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों का साझा समान रूप से होता है।

(ii) निकटवर्ती परमाणुओं पर +1 व -1 औपचारिक आवेश का युग्म एक उपसहसंयोजक बंध से बन्धित होता है।

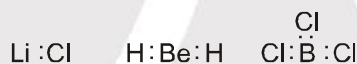


(iii) लुईस बिन्दु संरचना न्यूनतम औपचारिक आवेश के साथ अधिक स्थायी होता है।

अष्टक नियम की सीमाएँ :

यद्यपि अष्टक नियम अत्यंत उपयोगी है, परंतु यह सदैव लागू नहीं किया जा सकता है। यह मुख्य रूप से आवर्त सारणी के द्वितीय आवर्त के तत्वों पर लागू होता है तथा अधिकांशतः कार्बनिक यौगिकों की संरचनाओं को समझने में उपयोगी होता है। अष्टक नियम के तीन प्रमुख अपवाद हैं :

- केन्द्रीय परमाणु का अपूर्ण अष्टक :** 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 संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या चार से कम होती है। उदाहरण है, LiCl, BeH₂ तथा BCl₃
BeF₂, BF₃, AlCl₃

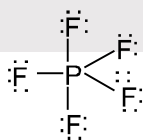


- विषम इलेक्ट्रॉन (Odd-Electron) अणु :** उन अणुओं जिनमें इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या विषम (Odd) होती है (जैसे-नाइट्रिक ऑक्साइड, NO तथा नाइट्रोजन डाइऑक्साइड, NO₂), में सभी परमाणु अष्टक नियम का पालन नहीं कर पाते।

उदाहरण है, NO, ClO₂, ClO₃

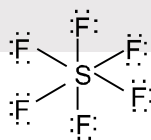


- प्रसारित (Expanded) अष्टक :** आवर्त सारणी के तीसरे तथा इसके आगे के आवर्तों के तत्वों में बंधन के लिए 3s तथा 3p कक्षकों के अतिरिक्त 3d कक्षक भी उपलब्ध होते हैं। इन तत्वों के अनेक यौगिकों में केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर आठ से अधिक इलेक्ट्रॉन होते हैं। इसे प्रसारित अष्टक (Expanded Octet) कहते हैं। स्पष्ट है कि इन यौगिकों पर अष्टक नियम लागू नहीं होता है। ऐसे यौगिकों के कुछ उदाहरण हैं - PF₅, SF₆, PCl₅, HNO₃, SO₃, SO₂, H₂SO₄ तथा अनेक उपसहसंयोजी यौगिक।



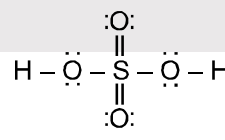
PF₅

P परमाणु के चारों ओर
10 इलेक्ट्रॉन



SF₆

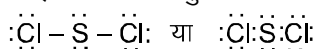
S परमाणु के चारों ओर
12 इलेक्ट्रॉन



H₂SO₄

S परमाणु के चारों ओर
12 इलेक्ट्रॉन

- रोचक तथ्य यह है कि यही परमाणु ऐसे यौगिक भी बनाते हैं, जिनमें अष्टक नियम का पालन होता है। उदाहरणार्थ- सल्फर डाइक्लोराइड में S परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों का अष्टक उपस्थित होता है।





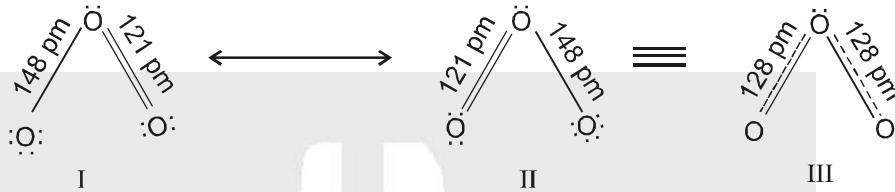
4. अष्टक नियम की कुछ अन्य कमियाँ :

- (i) यह स्पष्ट है कि अष्टक नियम अक्रिय गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है, परन्तु कुछ अक्रिय गैसों (जैसे—जीनॉन तथा क्रिप्टॉन) ऑक्सीजन तथा फ्लोरीन से संयोजित होती है तथा कई यौगिक बनाती है। जैसे— XeF_2 , KrF_2 , XeOF_2 इत्यादि।
- (ii) अष्टक सिद्धान्त अणु की आकृति स्पष्ट नहीं करता है।
- (iii) यह अणु की ऊर्जा, अर्थात् उसके सापेक्ष स्थायित्व के बारे में कुछ भी संकेत नहीं देता है।

खण्ड (C) : अनुनाद एवं बन्ध ऊर्जा क्रम की गणना

अनुनाद :

प्रायोगिक निर्धारित प्राचालों (Parameters) के संदर्भ में किसी अणु के निरूपण के लिए एक लुईस-संरचना कई बार पर्याप्त नहीं होती है। उदाहरणार्थ— ओजोन अणु को निम्नलिखित संरचनाओं (I व II) द्वारा समान रूप से निरूपित किया जा सकता है—



O_3 अणु की अनुनाद संरचनाएँ

संरचना I तथा II दो प्रमाणिक रूप (Canonical forms) दर्शाती है।

संरचना III अनुनादी संकर है।

दोनों ही संरचनाओं में एक $\text{O}-\text{O}$ एकल बंध तथा एक $\text{O}=\text{O}$ द्विबंध उपस्थित है। $\text{O}-\text{O}$ एकल तथा द्विबंधों की सामान्य आबंध लंबाइयाँ क्रमशः 148 pm तथा 121 pm हैं।

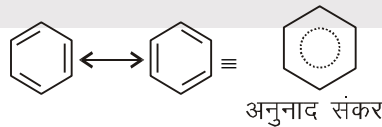
प्रयोग द्वारा ज्ञात होता है कि O_3 अणु में दोनों $\text{O}-\text{O}$ बंधों की लंबाई एक समान (128 pm) होती है। अतः O_3 अणु में ऑक्सीजन-ऑक्सीजन बंध, एकल तथा द्विबंधों का मध्यवर्ती है। अतः उपर्युक्त लुईस संरचनाओं I तथा II में से कोई भी एक संरचना O_3 अणु को निरूपित नहीं कर सकती।

O_3 जैसे अणुओं की वास्तविक संरचना को स्पष्ट करने के लिए अनुनाद संकल्पना (Resonance Concept) को प्रस्तावित किया गया। इस कल्पना के अनुसार जब किसी अणु को केवल एक लुईस संरचना द्वारा निरूपित नहीं किया जा सके, तो समान ऊर्जा, नाभिकों की समान स्थितियों तथा समान बंधी एवं अनाबंधी इलेक्ट्रॉन युग्मों वाली कई संरचनाएँ केनोनिकल (Canonical) संरचनाओं के रूप में लिखी जाती है। इन विहित संरचनाओं का अनुनाद संकर (Resonance Hybrid) अणु की वास्तविक स्थिति को निरूपित करता है।

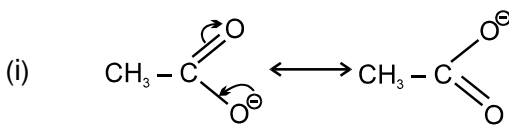
अतः O_3 की उपर्युक्त दो संरचनाएँ (I व II) उसकी अनुनादी संरचनाएँ है तथा उनका संकरित रूप (संरचना III) उसकी वास्तविक संरचना को निरूपित करता है। अनुनाद को दो सिरों वाले तीर द्वारा दर्शाया जाता है।

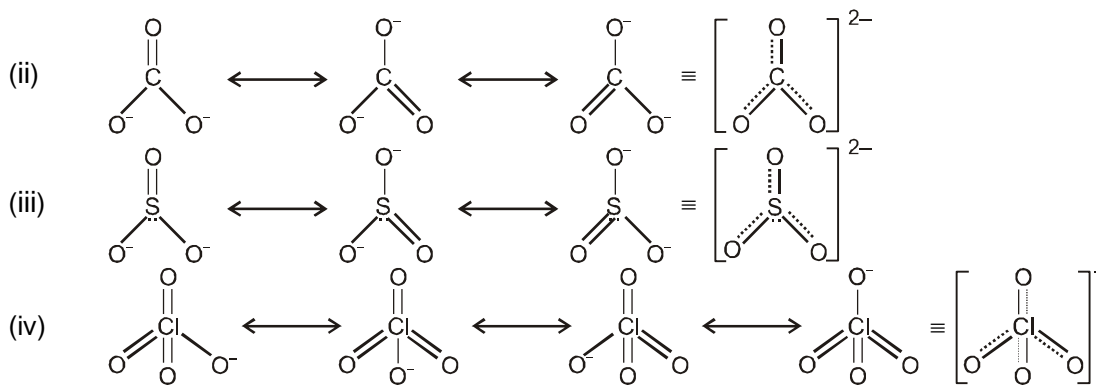
परिभाषा : वह घटना जिसमें किसी यौगिक के लिए दो या दो से अधिक संरचनाएँ लिखा जा सकें, जबकि उसमें परमाणु का स्थान समान है।

अनुनाद संकर : परमाणुओं के अधिकतम संयोजकता नियम के उल्लंघन किये बिना किये उससे बनने वाली सभी संरचनाओं में उपस्थित वास्तविक संरचना को अनुनाद संकर कहते हैं।



उदाहरण :

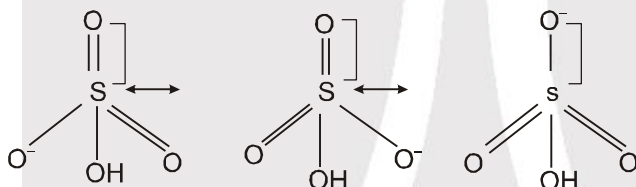




- अनुनाद ऊर्जा = वास्तविक बंध ऊर्जा – सबसे अधिक स्थायी अनुनाद संरचना ऊर्जा
- अणु का स्थायित्व \propto अनुनाद ऊर्जा
- अणु में जितने अधिक सहसंयोजी बन्ध होंगे, उतनी अधिक ही अनुनाद ऊर्जा होगी।
- अनुनाद ऊर्जा \propto अनुनाद संरचनाओं की संख्या

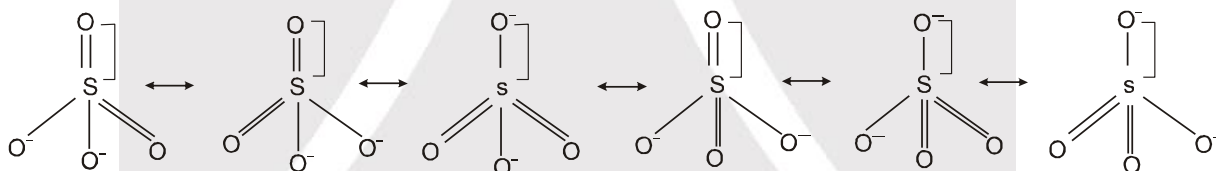
ऑक्सो ऋणायन तथा उनके संगत अम्लों में बंध क्रम :

HSO₄⁻ के उदाहरण से प्रारम्भ करते हैं :



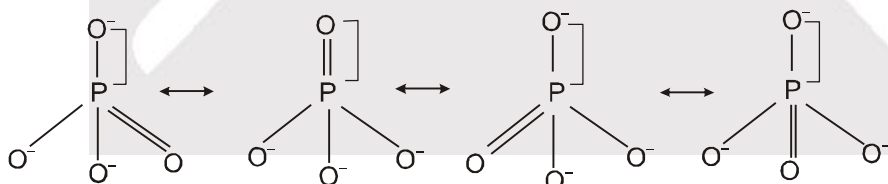
- बंध क्रम = $\frac{\text{सभी संरचनाओं में दो परमाणुओं के मध्य निर्मित कुल बंधों की संख्या}}{\text{कुल अनुनादी संरचनाओं की संख्या}} = \frac{2+2+1}{3} = 5/3$

SO₄²⁻ के उदाहरण से :



- बंध क्रम = $\frac{\text{सभी संरचनाओं में दो परमाणुओं के मध्य निर्मित कुल बंधों की संख्या}}{\text{कुल अनुनादी संरचनाओं की संख्या}} = \frac{2+2+1+2+1+1}{6} = 1.5$

PO₄³⁻ के उदाहरण से :



- बंध क्रम = $\frac{\text{सभी संरचनाओं में दो परमाणुओं के मध्य निर्मित कुल बंधों की संख्या}}{\text{कुल अनुनादी संरचनाओं की संख्या}} = \frac{1+2+1+1}{4} = 5/4$

खण्ड (D) : VBT, कक्षकों का अतिव्यापन

सहसंयोजक बंध की आधुनिक अवधारणा (VBT) :

- (i) यह सिद्धान्त सर्वप्रथम हिटलर तथा लंडन (Heitler and London) द्वारा दिया गया।
- (ii) इस सिद्धान्त का विवेचन परमाणु कक्षकों, तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों, परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन और संकरण तथा विचलन (Variation) एवं अध्यारोपण (Superposition) के सिद्धान्तों के ज्ञान पर आधारित है।



मान लीजिए कि हाइड्रोजन के दो परमाणु A तथा B, जिनमें नाभिक क्रमशः H_A व H_B है तथा उनमें उपस्थित इलेक्ट्रॉनों को E_A और E_B द्वारा दर्शाया गया है। जब ये दो परमाणु एक दूसरे से अत्यधिक दूरी पर होते हैं, तब उनके बीच कोई अन्योन्य क्रिया नहीं होती। जैसे-जैसे दोनो परमाणु एक-दूसरे के पास आते हैं, वैसे-वैसे उनके बीच आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल उत्पन्न होते जाते हैं।

निम्न के मध्य आकर्षण बल उत्पन्न होते हैं :

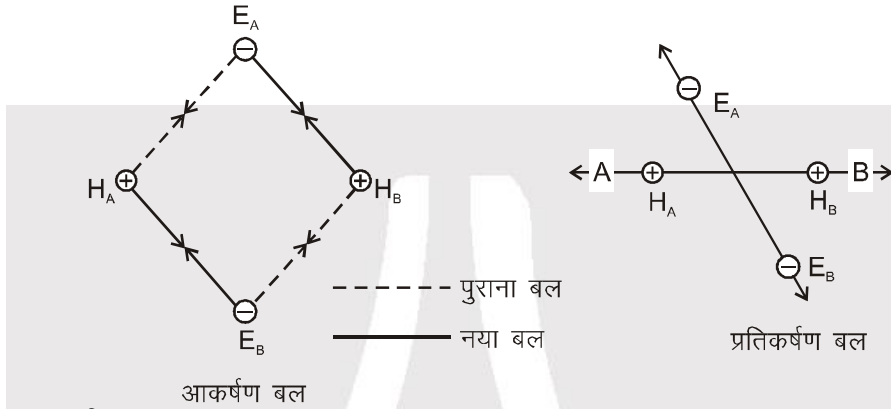
(i) एक परमाणु के नाभिक तथा उसके इलेक्ट्रॉनों के बीच $H_A - E_A$ तथा $H_B - E_B$.

(ii) एक परमाणु के नाभिक तथा दूसरे परमाणु के इलेक्ट्रॉनों के बीच $H_A - E_B$, $H_B - E_A$.

इसी प्रकार निम्नलिखित प्रतिकर्षण बल उत्पन्न होते हैं :

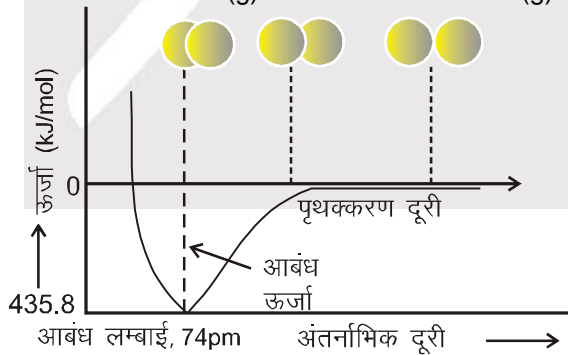
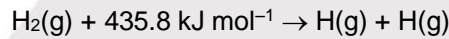
(i) दो परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनों के बीच $E_A - E_B$ तथा (ii) दो परमाणुओं के नाभिकों के बीच $H_A - H_B$ ।

आकर्षण बल दो परमाणु को नजदीक लाने की प्रवृत्ति रखते हैं जबकि प्रतिकर्षण बल इनको दूर-दूर धकेलने की प्रवृत्ति रखते हैं।



प्रायोगिक तौर पर यह पाया गया है कि नए आकर्षण बलों का मान नए प्रतिकर्षण बलों के मान से अधिक होता है। इसके परिणाम-स्वरूप दोनों परमाणु एक-दूसरे के नजदीक आते हैं तथा उनकी स्थितिज ऊर्जा कम हो जाती है। अंततः ऐसी स्थिति आती है, जिस पर कुल 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 'आबंधित' कहलाते हैं और एक स्थायी अणु बनाते हैं, जिसकी बंध लंबाई 74 pm होती है।

चूँकि हाइड्रोजन के दो परमाणुओं के बीच बंध बनने पर ऊर्जा मुक्त होती है, इसलिए हाइड्रोजन अणु दो पृथक् परमाणुओं की अपेक्षा अधिक स्थायी होता है। इस प्रकार मुक्त ऊर्जा 'बंध एंथैल्पी' कहलाती है। चित्र में दिए गये आरेख में न्यूनतम स्थिति के संगत होती हैं। विलोमतः H_2 के एक मोल अणुओं के वियोजन के लिए 435.8 kJ ऊर्जा की आवश्यकता होती है।



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

कक्षक अतिव्यापन अवधारणा :

- हाइड्रोजन अणु के विरचन में, इस अवस्था में न्यूनतम ऊर्जा अवस्था प्राप्त होती है। जिस अवस्था में दो परमाणु इतने नजदीक हो जाते हैं कि उनके 'परमाणु-कक्षकों' में आंशिक विलय, अतिव्यापन होता है। यह आंशिक विलय अतिव्यापन कहलाता है।



- कक्षक अतिव्यापन सिद्धान्त के अनुसार विपरीत चक्रण (spin) रखने वाले संयोजकता कक्ष में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के युग्मन द्वारा दो परमाणुओं के मध्य सहसंयोजक बंध का निर्माण होता है।
- अतिव्यापन का प्रसार सहसंयोजक बंध की प्रबलता द्वारा निर्धारित होता है।
- अतिव्यापन जितना प्रबल होगा, दो परमाणु के मध्य निर्मित बंध उतना ही प्रबल होगा।

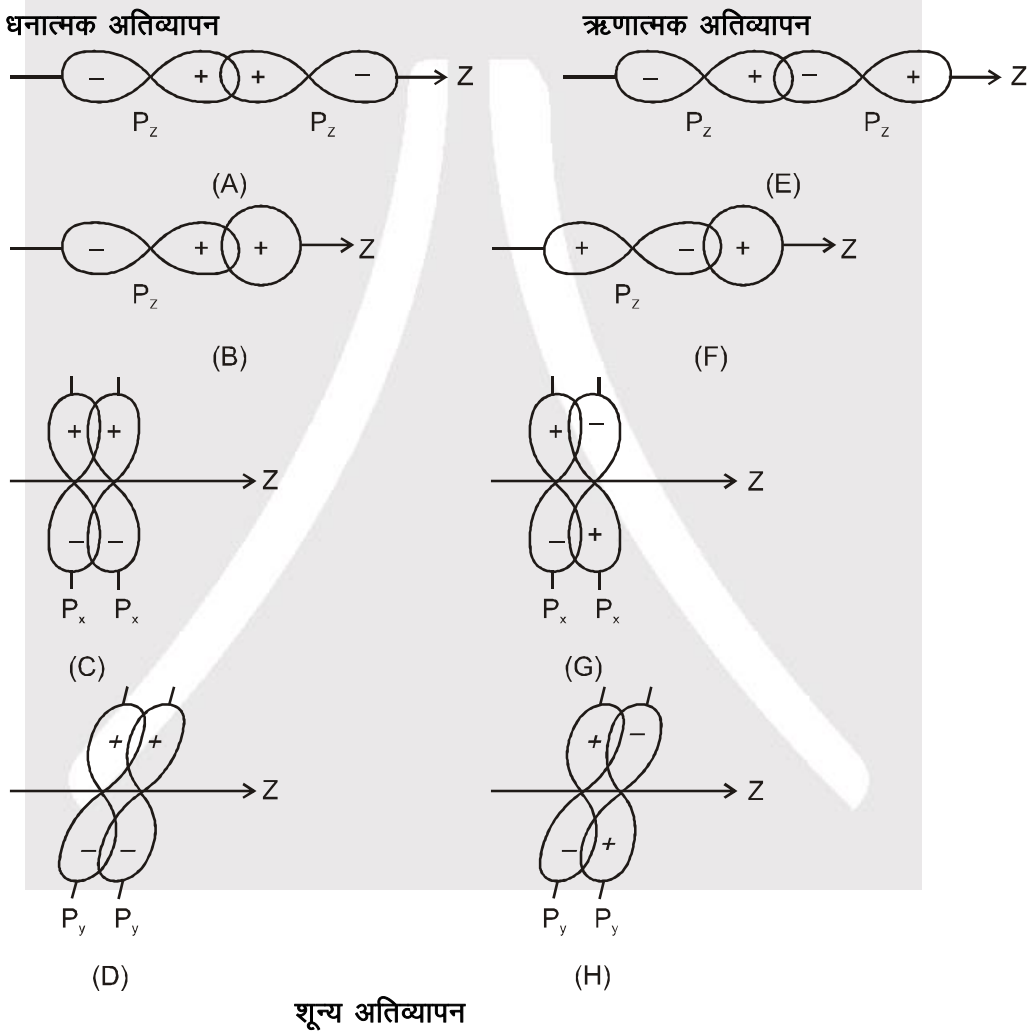
बंधों के दिशात्मक गुणधर्म :

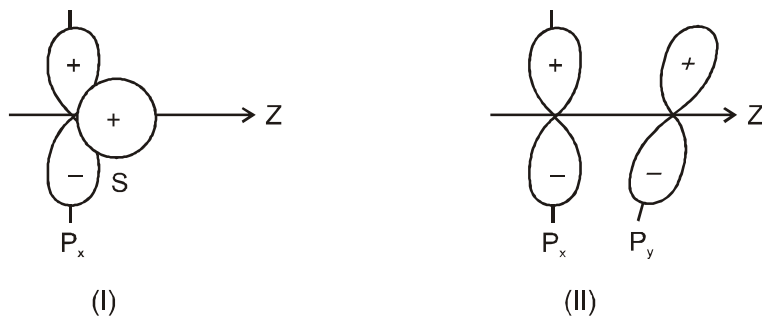
‘संयोजकता बंध सिद्धान्त’ के आधार पर CH_4 , NH_3 तथा H_2O आदि बहुपरमाणुक अणुओं में बंध विरचन तथा उनके दिशात्मक गुणों को परमाणु कक्षकों के संकरण तथा अतिव्यापन की सहायता से स्पष्ट किया जा सकता है।

परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन :

जब दो परमाणु पास आते हैं, तब उनके कक्षकों में अतिव्यापन होता है। यह अतिव्यापन कक्षकों के गुणों के अनुसार धनात्मक, ऋणात्मक या शून्य हो सकता है। s तथा p परमाणु कक्षकों की विभिन्न अवस्थाएँ, जिनके फलस्वरूप धनात्मक या ऋणात्मक या शून्य अतिव्यापन होता है। जैसे की चित्र में दर्शाया गया है।

सहसंयोजी बंध के विरचन के मुख्य कारक के रूप में अतिव्यापन की कसौटी समनाभिकीय/विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं तथा बहुपरमाणुक अणुओं पर समान रूप से लागू होता है।





चित्र : s तथा p परमाणु कक्षकों के घनात्मक, ऋणात्मक तथा शून्य अतिव्यापन अतिव्यापन के प्रकार तथा सहसंयोजी बंध की प्रकृति :

कक्षकों के अतिव्यापन के प्रकार के आधार पर सहसंयोजी बंध के दो प्रकार होते हैं :

(i) सिग्मा (σ) बंध तथा (ii) पाई (π) बंध

(i) **सिग्मा (σ) बंध** : इस प्रकार का सहसंयोजी बंध, बंधी कक्षकों के अंतरनाभिकीय अक्ष पर सिरैवार (Head on) अतिव्यापन या अक्षीय (axial) अतिव्यापन के कारण बनता है। यह सिरैवार अतिव्यापन या अक्षीय अतिव्यापन कहलाता है। इस प्रकार का आबंध, परमाण्विक कक्षकों के निम्नलिखित में से किसी एक प्रकार के संयोजन द्वारा प्राप्त किए जा सकते हैं —

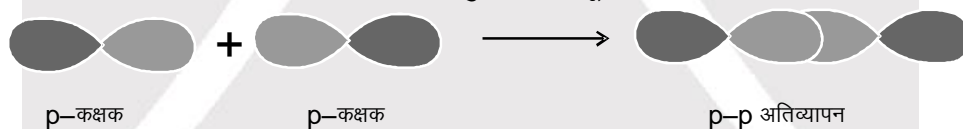
● **s-s अतिव्यापन** : इस प्रकार के संयोजन में दो अर्धपूरित (Half Filled) s-कक्षक अंतरनाभिकीय अक्ष पर अतिव्यापन करते हैं, जैसा नीचे दिखाया गया है —



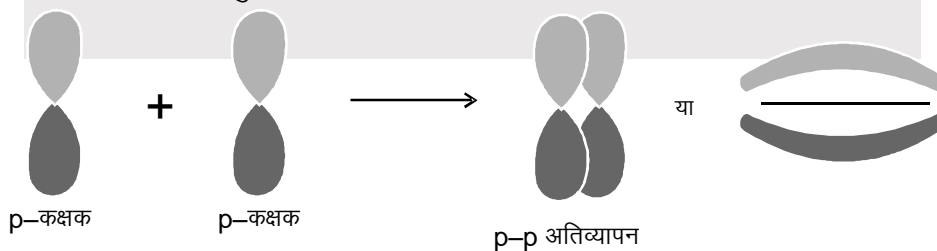
● **s-p अतिव्यापन** : इस प्रकार का अतिव्यापन एक परमाणु के अर्धपूरित s-कक्षक तथा दूसरे परमाणु के अर्धपूरित p-कक्षक के बीच होता है।

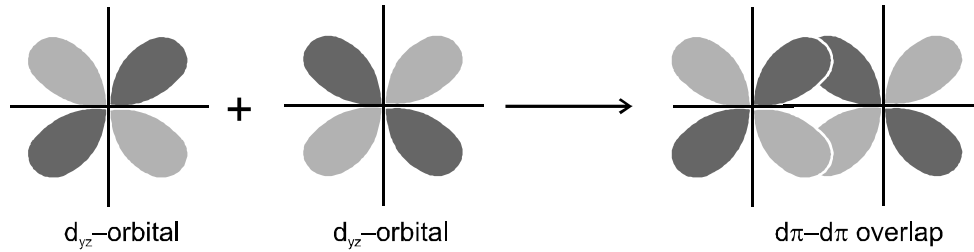


● **p-p अतिव्यापन** : इस प्रकार का अतिव्यापन दो परमाणुओं के अर्धपूरित p-कक्षकों के बीच होता है।



(ii) **पाई (π) बंध** : पाई बंध के बनने में आण्विक कक्षक इस प्रकार अतिव्यापन करते हैं कि उनके अक्ष एक दूसरे के समांतर तथा अंतरनाभिकीय अक्ष से लम्बवत् होते हैं। इस प्रकार पार्श्व अतिव्यापन के फलस्वरूप निर्मित कक्षक में परमाणुओं के तल के ऊपर तथा नीचे दो प्लेटनुमा आवेशित अभ्र होते हैं।



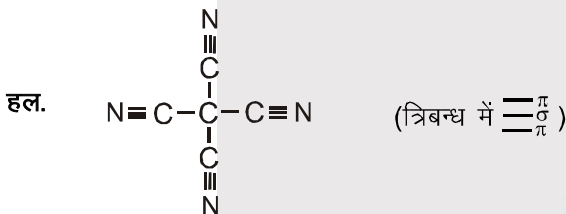


सिग्मा तथा पाई बंधों की प्रबलता :

मूलतः बंध की प्रबलता अतिव्यापन की सीमा पर निर्भर करती है। सिग्मा बंध में कक्षकों का अतिव्यापन अधिक होता है। इसलिए सिग्मा बंध, पाई बंध की तुलना में अधिक प्रबल होता है। इसके अलावा यह जानना भी महत्वपूर्ण है कि दो परमाणुओं के बीच पाई बंध कभी अकेला नहीं पाया जाता है। यह सदैव सिग्मा बंध के साथ ही होता है। यह सदैव उन अणुओं में पाया जाता है, जिनमें बहुबंध (द्विबंध या त्रिबंध) उपस्थित होते हैं।

Solved Examples

उदा-1. टेट्रा सायनोमेथेन (Tetracyanomethane) में σ तथा π बंधों की कुल संख्या क्या है ?



संरचना से स्पष्ट है कि इसमें 8 σ तथा 8 π बंध हैं।

MISCELLANEOUS SOLVED PROBLEMS (MSPS)

उदा-1 निम्न बंधों को आयनिक, सहसंयोजक अथवा ध्रुवीय सहसंयोजक के रूप में वर्गीकृत कीजिए तथा कारण बताइए।

- (a) $\text{Cl}_3\text{SiSiCl}_3$ में SiSi बंध (b) $\text{Cl}_3\text{SiSiCl}_3$ में SiCl बंध
(c) CaF_2 में CaF बंध (d) NH_3 में NH बंध

हल. (a) सहसंयोजक, समान विद्युतऋणात्मक के कारण (b) ध्रुवीय सहसंयोजक, कम विद्युतऋणता अन्तर के कारण
(c) आयनिक, अधिक विद्युतऋणता अन्तर के कारण (d) ध्रुवीय सहसंयोजक, भिन्न विद्युतऋणता के कारण

उदा-2 निर्जल HCl मुख्यतः गैसीय अवस्था में सहसंयोजक होती है लेकिन जलीय विलयन अवस्था में आयनिक होती है, क्यों?

हल. HCl के रूप में उपस्थित होता है (इलेक्ट्रॉन के बराबर साँझे के द्वारा बन्ध बनाया जाता है) लेकिन HCl की ध्रुवता के कारण H^+ (अथवा H_3O^+) व Cl^- के रूप में जलीय विलयन में आयनीकृत होता है।