

1. मॉड्यूल और इसकी संरचना का विवरण

मॉड्यूल विस्तार	
विषय शीर्षक	रसायन विज्ञान
पाठ्यक्रम शीर्षक	रसायन विज्ञान 01 (कक्षा XI, सेमेस्टर -1)
मॉड्यूल नाम / शीर्षक	रासायनिक आबंधन तथा आण्विक संरचना :भाग 2
मॉड्यूल आईडी	kech_10402
शर्तें	अणुओं में आबंधों की प्रकृति, सहसंयोजक आबंध
उद्देश्य	इस भाग (मॉड्यूल) का अध्ययन करने के पश्चात् शिक्षार्थी निम्न लिखित को समझने में सक्षम होंगे: <ul style="list-style-type: none"> परमाणु संयुक्त क्यों होते हैं? केवल कुछ संयोजन ही संभव क्यों हैं? क्यों कुछ परमाणु संयुक्त होते हैं, जबकि कुछ अन्य ऐसा नहीं होते हैं? अणुओं की निश्चित आकृतियाँ क्यों होती हैं?
संकेतक	वीएसईपीआर (VSEPR), अणुओं की ज्यामितियाँ, संयोजकता आबंध सिद्धांत, संकरण

2. विकास दल

पद	नाम	सम्बद्ध
राष्ट्रीय MOOC समन्वयक (NMC)	प्रो० अमरेन्द्र पी. बेहरा	CIET, NCERT, नई दिल्ली
कार्यक्रम संचालक	डॉ० मो० मामुर अली	CIET, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम समन्वयक (CC) / PI	प्रो० आर० के० पाराशर	DESM, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम सह-समन्वयक / Co-PI	डॉ० एरुम खान	CIET, NCERT, नई दिल्ली
विषय वस्तु विशेषज्ञ (SME)	प्रीति किरण	केंद्रीय विद्यालय नंबर 1, एएफएस, हिंडन, जीजेडबी
समीक्षा दल	डॉ. सुलेखा चंद्रा	जाकिर हुसैन कॉलेज, नई दिल्ली
	डॉ० एरुम खान	सी. आई. ई. टी.
अनुवादक	डॉ. राम बाबू पचवार्या	सहायक आचार्य, मोतीलाल नेहरू महाविद्यालय, दिल्ली विश्वविद्यालय साउथ प्रांगण, बीजेएम, धौलाकुआँ

विषय सूची:

1. परिचय : आयनिक या वैद्युत् संयोजी आबंध
2. वैद्युत् संयोजी आबंध
3. जालक एन्थैल्पी या जालक ऊर्जा
4. आबंध प्राचल : आबंध लंबाई, आबंध-कोण, आबंध एन्थैल्पी, आबंध कोटि
5. अनुनाद संरचनाएँ
6. आबंध - ध्रुवणता तथा द्विध्रुव आघूर्ण
7. सारांश

1. परिचय : आयनिक या वैद्युत् संयोजी आबंध

एक परमाणु अष्टक अवस्था को प्राप्त करने के लिए यदि उसके सयोजकता कक्षक में आठ इलेक्ट्रान नहीं हैं तो वह अतिरिक्त इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण करता है या फिर सयोजकता कक्षक में विद्यमान सभी इलेक्ट्रॉन्स का परित्याग कर देता है। जब किसी एक परमाणु से दूसरे परमाणु में एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों का पूर्ण स्थानांतरण होता है तो एक आयनिक या वैद्युत् संयोजी आबंध बनता है।

इस प्रकार का आबंध आम तौर पर तब बनता है जब एक धातु परमाणु एक अधातु परमाणु के साथ संयोजित होता है। धातु परमाणु इलेक्ट्रॉन खोकर अपने अष्टक को पूरा करता है तथा अधातु परमाणु इलेक्ट्रॉन प्राप्त करके अपने अष्टक को पूरा करता है।

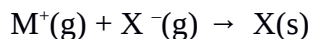
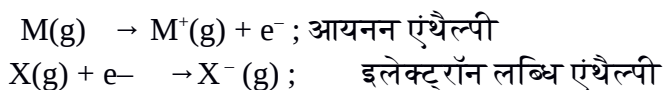
किसी एक परमाणु के एक या एक से अधिक सयोजकता इलेक्ट्रॉनों का स्थानांतरण दूसरे परमाणु के सयोजकता कक्षक में होने के परिणाम स्वरूप वैद्युत् संयोजी आबंध का निर्माण होता है ताकि उनका अष्टक पूर्ण हो सके और निकटतम उत्कृष्ट गैस जैसा इलेक्ट्रानिक विन्यास प्राप्त कर सके।

जो परमाणु इलेक्ट्रॉनों का परित्याग कर देता है, वहा धनावेश तथा जो परमाणु अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करता है, वहा ऋणावेश प्राप्त करता है। इस प्रकार ये दो विपरीत आवेशों से आवेशित आयन स्थिरवैधुत आकर्षण के कारण समीप आते जाते हैं और एक आयनिक आबंध बनाते हैं। स्थिरवैधुत आकर्षण बल विपरीत आवेशित आयनों को एक साथ बांधे रखता है इसी को हम आयनिक आबंध या वैद्युत् संयोजी आबंध कहते हैं। जो योगिक आयनिक आबंध या वैद्युत् संयोजी आबंध द्वारा बनते हैं उन्हें आयनिक या वैद्युत् संयोजी यौगिक कहा जाता है।

आयनिक ठोसों के लक्षण :

- आयनिक ठोस की कुछ सामान्य विशेषताएं इस प्रकार हैं :
- वे कठोर, भंगुर और कम वाष्पशीलता वाले होते हैं।
- उनके उच्च गलनांक बिंदु हैं।
- साधारणता वे ठोस अवस्था में बिजली के कुचालक या अत्यधिक निम्न श्रेणी के चालक तथा द्रव्य अवस्था या विलयन में बिजली के अच्छे चालक बन जाते हैं।
- सामान्यता वे ध्रुवीय विलय में घुलनशील होते हैं जैसे की पानी।
- आयनिक आबंध विरचन की काँसेल तथा लूइस अवधारणा से यह निष्कर्ष निकलता है कि इस आबंध का विरचन मुख्य रूप से निम्नलिखित तथ्यों निर्भर करेगा :
- उदासीन परमाणु से संबंधित धनायनों एवं ऋणायनों के बनने की सरलता तथा
- ठोस यौगिकों में धनायनों एवं ऋणायनों के व्यवस्थित होने की विधि, ही किरस्टलीय यौगिक का जालक (Lattice) है। धनायन का बनना आयनीकरण, अर्थात् उदासीन परमाणु में से एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों के निष्कासन द्वारा संपन्न होता है। इसी प्रकार उदासीन परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से ऋणायन

बनता होता है।



इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (electron gain enthalpy) $\Delta_{eg}H$, गैस प्रावस्था में परमाणु द्वारा एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने के फलस्वरूप होने वाला एंथैल्पी परिवर्तन है। इलेक्ट्रॉन लब्धि प्रक्रिया ऊष्माशोषी अथवा उष्माक्षेपी हो सकती है। दूसरी ओर आयनन सदैव ऊष्माशोषी ही होता है।

इलेक्ट्रॉन-लब्धि (Electron affinity), इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने के फलस्वरूप होने वाला ऋणात्मक ऊर्जा-परिवर्तन।

यह स्पष्ट है कि आयनिक आबंध निम्न आयनन एंथैल्पी तथा अपेक्षाकृत निम्न इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी वाले तत्त्वों के बीच अधिक सरलता से बनते हैं। अधिकांश आयनिक यौगिकों के धनायन धात्विक तत्त्वों से तथा ऋणायन अधात्विक तत्त्वों से निर्मित होते हैं।

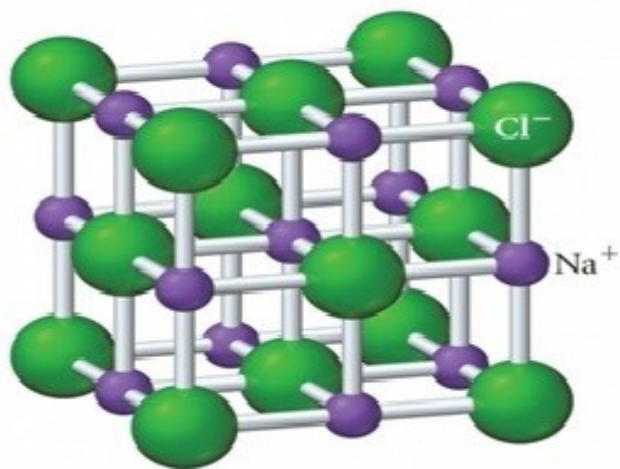
अमोनियम (दो अधात्विक तत्त्वों से बनने वाला) आयन एक अपवाद है। यह अनेक आयनिक यौगिकों में धनायन के रूप में होता है।

आयनिक यौगिकों के क्रिस्टल में धनायन तथा ऋणायन त्रिविमीय रूप में नियमित रूप से व्यवस्थित रहते हैं। ये आयन कूलामी अन्योन्य बलों द्वारा परस्पर जुड़े रहते हैं।

आयनों के आकार उनके नियचन क्रम तथा अन्य कारणों के आधार पर ये यौगिक विभिन्न क्रिस्टलीय संरचनाओं में क्रिस्टलित होते हैं।

उदाहरण के लिए: सोडियम क्लोराइड, NaCl (खनिज नमक) की क्रिस्टल संरचना नीचे (चित्र 1) में दर्शाई गई है।

सोडियम क्लोराइड (खनिज नमक) NaCl



चित्र 1: खनिज नमक संरचना

आयनिक ठोस के लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी तथा आयनन एंथैल्पी का योग धनात्मक हो सकता है। ऐसे में क्रिस्टल संरचना का स्थायित्व उसके जालक के बनने में उत्पन्न मुक्त ऊर्जा के कारण होता है।

उदाहरण के लिए: $Na_{(g)}$ धातु से $Na^+_{(g)}$ आयन के बनने की आयनन ऊर्जा $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ है, जबकि $Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-(g)$ बनने की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी केवल $-348.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ है।

इन दोनों का मान $147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ होता है। यह परिमाण सोडियम क्लोराइड के विरचन जालक एन्थैल्पी के मान (-788 J) की अपेक्षा अधिक प्रतिपूरित होती है। इसी प्रकार संपूर्ण प्रक्रमों से प्राप्त होने वाली ऊर्जा शोषित ऊर्जा से कहीं अधिक होती है।

अतः किसी आयनिक यौगिक के स्थायित्व का गुणात्मक मान उस यौगिक के विरचन जालक एन्थैल्पी के ऊपर निर्भर करती है, न कि गैसीय अवस्था में उस आयनिक प्रजाति (ionic species) द्वारा अष्टक प्राप्त पर। चूँकि आयनिक यौगिकों के विरचन में जालक एन्थैल्पी महत्त्वपूर्ण भूमिका निभाती है अतः आइए, हम इस विषय में कुछ और जानकारी प्राप्त करें।

3. जालक एन्थैल्पी (Lattice Enthalpy)

किसी आयनिक ठोस के एक मोल यौगिक को गैसीय अवस्था में संघटक आयनों में पृथक करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को उस यौगिक की 'जालक एन्थैल्पी' कहते हैं। उदाहरण के लिए: NaCl की जालक एन्थैल्पी 788 kJ mol^{-1} है। इसका अर्थ यह है कि एक मोल ठोस NaCl को एक मोल $\text{Na}^+(\text{g})$ तथा एक मोल $\text{Cl}^-(\text{g})$ में अनंत दूरी तक पृथक करने के लिए 788 kJ mol^{-1} ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

इस प्रक्रिया में विपरीत आवेश वाले आयनों में आकर्षक बल तथा समान आवेश वाले आयनों में प्रतिकर्षण बल-दोनों भाग लेते हैं। चूँकि ठोस क्रिस्टल त्रिविध होता है, अतः केवल आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बलों की अन्योन्य (interaction) क्रिया से ही जालक एन्थैल्पी का परिकलन करना संभव नहीं है। क्रिस्टल ज्यामिति से संबंधित कारकों को भी इसमें सम्मिलित करना आवश्यक है।

4 आबंध प्राचल (Bond Parameters)

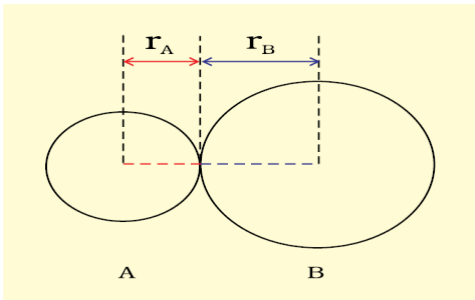
आबंध लंबाई

किसी अणु में आबंधित परमाणुओं के नाभिकों के बीच साम्यावस्था दूरी 'आबंध लंबाई' कहलाती है।

आबंध लंबाई स्पेक्ट्रमी (spectroscopic), एक्स-किरण विवर्तन (X-Ray Diffraction) तथा इलेक्ट्रॉन विवर्तन (Electron-Diffraction Techniques) विधियों की सहायता से ज्ञात की जाती है। इन तकनीकों का अध्ययन आप उच्च कक्षाओं में करेंगे।

आबंधित युग्म का प्रत्येक परमाणु आबंध-लंबाई में योगदान देता है (चित्र. 2)। सहसंयोजी आबंध में आबंधित युग्म का प्रत्येक परमाणु आबंध-लंबाई में योगदान देता है। प्रत्येक परमाणु का योगदान उस परमाणु की 'सहसंयोजी त्रिज्या' कहलाती है।

आबंधित अवस्था में किसी परमाणु के क्रोड (core), जो संलग्न परमाणु के क्रोड के संपर्क में होता है, की त्रिज्या उसकी सहसंयोजी त्रिज्या (Covalent Radius) मानी जाती है।



चित्र.2: सहसंयोजी अणु में AB के मध्य आबंध लंबाई।

सहसंयोजी अणु AB में आबंध लंबाई $R=r_A+r_B$ जहाँ R आबंध लंबाई है तथा r_A तथा r_B क्रमशः A व B परमाणुओं की सहसंयोजी त्रिज्याएँ हैं।

सहसंयोजी त्रिज्या एक ही अणु में आबंधित दो समरूप परमाणुओं के बीच की दूरी का आधा भाग होती है।

वांडरवाल त्रिज्या अनाबंधित अवस्था में संयोजी कोश सहित परमाणु का समग्र आकार निरूपित करती है।

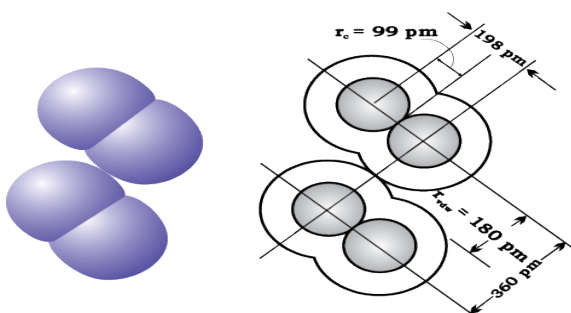
वांडरवाल त्रिज्या ठोस अवस्था में विभिन्न अणुओं के दो समरूप परमाणुओं के बीच की दूरी का आधा भाग होती है।

वांडरवाल त्रिज्याएं हमेशा सहसंयोजी त्रिज्याओं से बड़ी होती हैं।

क्लोरीन अणु के लिए सहसंयोजी तथा वांडर वाल त्रिज्याओं को चित्र. 3. में दर्शाया गया है।

चित्र 3: क्लोरीन के अणु हेतु सहसंयोजी एवं वांडरवाल त्रिज्याएं।

अंदर के वृत्त क्लोरीन के परमाणु का आकार इंगित करते हैं। (r_{vdw} एवं r_c क्रमशः वांडरवाल और सहसंयोजी त्रिज्याएं दर्शाते हैं।



कुछ विशिष्ट एकल, द्वि तथा त्रि आबंधों की औसत लंबाइयाँ सारणी 1 में दी गई हैं।

बहु-आबंध बनाने वाले परमाणुओं के सहसंयोजक आबंधों की त्रिज्या समान परमाणुओं के एकल सहसंयोजक आबंधों की त्रिज्या की तुलना में छोटी होती है।

सारणी 1: एकल, द्वि तथा त्रि आबंधों की औसत लंबाइयाँ।

आबंध के प्रकार	सहसंयोजी आबंध लंबाई (pm)
O-H	96
C-H	107
N-O	136
C-O	143
C-N	143
C-C	154
C=O	121
N=O	122
C=C	133
C=N	138
C≡N	116
C=C	120

- आबंध की लंबाई बहु-आबंधों की संख्या में वृद्धि के साथ घटती जाती है।



- आबंध की लंबाई, परमाणु के आकार में वृद्धि के साथ बढ़ती जाती है, क्योंकि संयोजकता कक्षक में नए इलेक्ट्रॉनों के जुड़ने से नाभिक से संयोजकता कक्षक के इलेक्ट्रॉनों की दूरी क्रमिक रूप से बढ़ती है।

C-C < Si-Si < Ge-Ge

कुछ सामान्य अणुओं के लिए आबंध की लंबाई तालिका 2. में दी गई है।

तालिका 2: कुछ सामान्य अणुओं के आबंध की लंबाई

अणु	आबंध लम्बाई (pm)
H ₂ (H – H)	74
F ₂ (F – F)	144
Cl ₂ (Cl – Cl)	199
Br ₂ (Br – Br)	228
I ₂ (I – I)	267
N ₂ (N = N)	109
O ₂ (O = O)	121
HF (H – F)	92
HCl (H – Cl)	127
HBr (H – Br)	141
HI (H – I)	160

कुछ सामान्य तत्त्वों की सहसंयोजी त्रिज्याएँ सारणी 3. में क्रमबद्ध की गई हैं।

सारणी से यह स्पष्ट है कि एकल सहसंयोजक त्रिज्या बाएँ से दाएँ जाते समय घटती है तथा हामुह में ऊपर से निचे जाने पर बढ़ती है।

सारणी 3: सहसंयोजी त्रिज्याएँ r_{cov}/(pm)

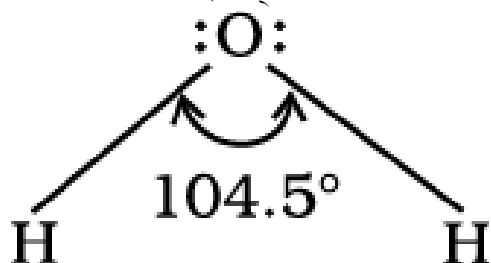
H	37				
C	77(1)	N	74 (1)	O	66(1)
	67 (2)		65(2)		F
	60(3)		55(3)		Cl
		P	110	S	104(1)
					Br
					95(2)
		As	121	Se	104
					I
		Sb	141	Te	137

आबंध-कोण

किसी अणु के केंद्रीय परमाणु के आसपास उपस्थित आबन्धित इलेक्ट्रॉन युग्म को धारण करने वाले ऑर्बिटलों के बीच बनने वाले कोण को 'आबंध कोण' कहते हैं। आबंध कोण को डिग्री/मिनट/सेकंड के रूप में व्यक्त किया जाता है तथा प्रायोगिक तौर पर स्पेक्ट्रमी विधियों द्वारा ज्ञात किया जाता है।

आबंध कोण अणु के केंद्रीय परमाणु के आसपास ऑर्बिटलों के वितरण की जानकारी देता है। अतः इससे

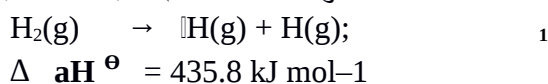
हमें अणु/ जटिल आयन की आकृति को ज्ञात करने में सहायता मिलती है। जैसे :जल के अणु में H-O-H आबंध कोण को इस प्रकार निरूपित किया जाता है।



आबंध एन्थैल्पी

गैसीय अवस्था में दो परमाणुओं के बीच विशिष्ट प्रकार के आबंधों के एक अणु को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा को 'आबंध एन्थैल्पी' कहते हैं। आबंध एन्थैल्पी का मात्राक kJ mol^{-1} होता है।

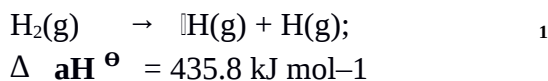
उदाहरणार्थ: हाइड्रोजन के अणु में H-H आबंध की आबंध एन्थैल्पी 435 kJ mol^{-1} है, अर्थात्



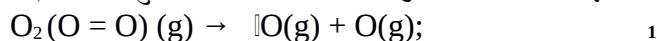
इसी प्रकार, बहु-आबंधन वाले परमाणुओं की आबंध आबंध एन्थैल्पी

गैसीय अवस्था में दो परमाणुओं के बीच विशिष्ट प्रकार के आबंधों के एक अणु को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा को 'आबंध एन्थैल्पी' कहते हैं। आबंध एन्थैल्पी का मात्राक kJ mol^{-1} होता है।

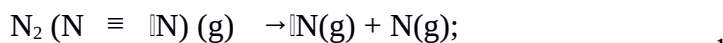
उदाहरणार्थ: हाइड्रोजन के अणु में H-H आबंध की आबंध एन्थैल्पी 435 kJ mol^{-1} है, अर्थात्



इसी प्रकार, बहु-आबंधन वाले परमाणुओं की आबंध एन्थैल्पी, जैसे: O_2 तथा N_2



$$\Delta \text{ aH}^\ominus = 498 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta \text{ aH}^\ominus = 946.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

आबंध पृथक्करण विघटन एन्थैल्पी दो कारकों पर निर्भर करता है

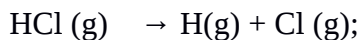
(i) आबन्धित परमाणु का आकार : आबन्धित परमाणुओं का आकार जितना छोटा होता है आबंध उतना ही मजबूत होता है। इसके परिणाम स्वरूप आबंध पृथक्करण विघटन एन्थैल्पी का मान बढ़ जाता है।

उदाहरणतः H-H आबंध पृथक्करण एन्थैल्पी का मान 435.8 kJ/mol है जो की Cl-Cl आबंध पृथक्करण एन्थैल्पी के मान 243.5 kJ/mol से बहुत अधिक है।

(ii) बॉन्ड की लंबाई: आबंध की लंबाई जितनी कम होती है आबंध पृथक्करण एन्थैल्पी का मान उतना ही अधिक होता है।

उदाहरण : C - C आबंध की लंबाई 154 pm तथा C = C आबंध की लंबाई 134 pm है। इसी कारण C-C तथा C = C आबंध पृथक्करण एन्थैल्पी का मान क्रमशः 433 kJ / mol तथा C = C 619 kJ / mol है। यह तथ्य महत्वपूर्ण है कि यदि आबंध विघटन एन्थैल्पी अधिक है, तो आबंध अधिक प्रबल होगा।

HCl जैसे एक विषम नाभिकीय द्विपरमाणुक अणु के लिए

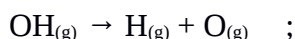


$$\Delta_a H^\ominus = 431.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

बहुपरमाणुक अणुओं में - बहुपरमाणुक अणुओं में आबंध सामर्थ्य का निर्धारण अधिक जटिल होता है। उदाहरणार्थ: H₂O अणु में दो O-H आबंधों के विच्छेदन हेतु आवश्यक ऊर्जा समान नहीं है।



$$\Delta_a H^\ominus = 502 \text{ kJ mol}^{-1}$$



2

$$\Delta_a H^\ominus = 427 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$\Delta_a H^\ominus$ के मानों में अंतर यह दर्शाता है कि परिवर्तित रासायनिक परिस्थिति के कारण द्वितीय O-H आबंध में कुछ परिवर्तन आता है। यही कारण है कि O-H आबंध की एन्थैल्पी विभिन्न अणुओं जैसे C₂H₅OH (इथेनॉल) तथा जल में भिन्न होती है। इसीलिए बहुपरमाणुक अणुओं में माध्य अथवा औसत आबंध ऊर्जा नामक पद का प्रयोग किया जाता है। इसे प्राप्त करने के लिए कुल आबंध वियोजन एन्थैल्पी के मान को विच्छेदित आबंधों की संख्या द्वारा विभाजित किया जाता है।

उदाहरण के लिए जल के अणु में औसत आबंध एन्थैल्पी है,

$$\text{औसत आबंध एन्थैल्पी} = 502 + 427 / 2 = 464.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

आबंध कोटि (Bond order)

सहसंयोजी आबंध की लूइस व्याख्या के अनुसार किसी अणु में दो परमाणुओं के मध्य आबंधों की संख्या आबंध कोटि कहलाती है।

उदाहरण के लिए: H₂ (जिसमें एक सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म है), तथा O₂ (जिसमें दो सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म होते हैं), तथा N₂ (जिसमें तीन सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म होते हैं), में आबंध कोटि क्रमशः 1, 2 तथा 3 है। इसी प्रकार CO में (जहाँ पर कार्बन तथा ऑक्सीजन के बीच तीन सहभाजित युग्म हैं) आबंध कोटि 3 है। N₂ की आबंध कोटि 3 है तथा इसका $\Delta_a H^\ominus$ का मान 946 kJ mol⁻¹ है, जो किसी द्वि-परमाणवीय अणु के लिए सर्वाधिक है।

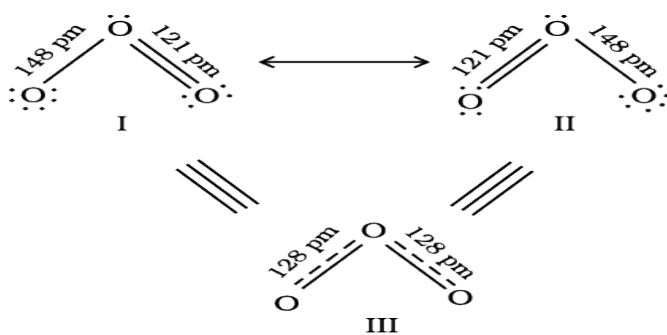
सम इलेक्ट्रॉनी अणुओं तथा आयनों में आबंध कोटि समान होती है। उदाहरण के लिए : F₂ तथा O₂²⁻ में आबंध कोटि 1 है। इसी प्रकार N₂, CO तथा NO⁺ की आबंध कोटि 3 है।

अणुओं के स्थायित्व को समझने के लिए एक उपयोगी

सामान्य सहसंबंध यह है कि आबंध-कोटि बढ़ने पर आबंध एन्थैल्पी बढ़ती है, जबकि आबंध लंबाई घटती है।

5. अनुनाद संरचनाएँ (Resonance Structures)

प्रायोगिक निर्धारित प्राचलों (experimentally determined parameters) के संदर्भ में किसी अणु के निरूपण के लिए एक लूइस-संरचना कई बार पर्याप्त नहीं होती है। उदाहरणार्थ : ओजोन अणु (O₃) को निम्नलिखित संरचनाओं ; I व II द्वारा समान रूप से निरूपित किया जा सकता है :



चित्र 4: O_3 अणु की अनुनाद संरचनाएँ

[संरचना I व II दो विहित (*canonical*) रूप दर्शाते हैं, जबकि संरचना III अनुनाद संकर (*resonance hybrid*) रूप दर्शाती है]

दोनों ही संरचनाओं में एक O-O एकल आबंध तथा एक O=O द्विआबंध उपस्थित हैं।

O-O एकल तथा O=O द्विआबंधों की सामान्य आबंध लंबाइयाँ क्रमशः 148 pm तथा 121 pm है। प्रयोग द्वारा ज्ञात होता है कि O_3 अणु में दोनों ऑक्सीजन - ऑक्सीजन आबंधों की लंबाई एक समान (128 pm) होती है। अतः O_3 के अणु में ऑक्सीजन - ऑक्सीजन आबंध, एकल तथा द्विआबंधों का मध्यवर्ती है।

अतः उपर्युक्त लूइस संरचनाओं I तथा II में से कोई भी एक संरचना O_3 अणु को निरूपित नहीं कर सकती।

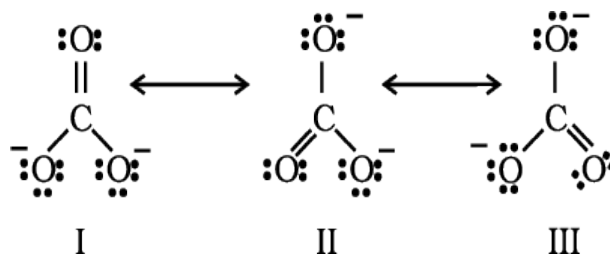
O_3 जैसे अणुओं की वास्तविक संरचना को स्पष्ट करने के लिए अनुनाद संकल्पना (Resonance Concept) को प्रस्तावित किया गया।

इस कल्पना के अनुसार जब किसी अणु को केवल एक लूइस संरचना द्वारा निरूपित नहीं किया जा सके, तो समान ऊर्जा, नाभिकों की समान स्थितियों तथा समान आबंधी एवं अनाबंधी इलेक्ट्रॉन युग्मों वाली कई संरचनाएँ विहित संरचनाओं (Canonical Structures) के रूप में लिखी जाती हैं जो अणु की वास्तविक स्थिति को निरूपित करता है। O_3 की उपर्युक्त दो संरचनाएँ विहित संरचनाएँ व अनुनाद संरचनाएँ तथा उनका संकरित रूप (संरचना III) उसकी वास्तविक संरचना को निरूपित करता है। अनुनाद को दो सिरों वाले तीर द्वारा दर्शाया जाता है। कार्बोनेट आयन तथा कार्बन डाइऑक्साइड अणु अनुनाद संरचना के दो अन्य उदाहरण हैं।

समस्या: CO_3^{2-} आयन की संरचना की व्याख्या अनुनाद द्वारा कीजिए।

हल: कार्बन तथा ऑक्सीजन परमाणुओं के मध्य दो एकल आबंध तथा एक द्वि-आबंध वाली लूइस-संरचना कार्बोनेट आयन की वास्तविक संरचना को निरूपित करने के लिए अपर्याप्त है, क्योंकि इसके अनुसार तीन कार्बन-ऑक्सीजन आबंधों की लंबाई भिन्न होनी चाहिए। परंतु प्रायोगिक परिणामों के अनुसार कार्बोनेट आयन के तीनों कार्बन - ऑक्सीजन आबंधों की लंबाई समान होती है।

अतः कार्बोनेट आयन की वास्तविक संरचना को निम्न-लिखित तीन विहित संरचनाओं : I, II तथा III के अनुनाद संकर के रूप में दर्शाया जा सकता है :



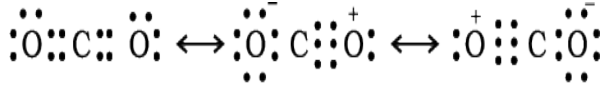
CO_3^{2-} के अणु की संरचना I, II प् ओर III तीन विहित संरचनाएँ।

समस्या: CO₂ अणु की संरचना की व्याख्या करें।

हल: CO₂ के अणु में कार्बन- ऑक्सीजन आबंध की लंबाई का प्रायोगिक मान 115 pm है। सामान्य कार्बन - ऑक्सीजन द्वि-आबंध तथा त्रिआबंध की लंबाइयाँ क्रमशः 121 pm तथा 110 pm हैं। CO₂ में कार्बन - ऑक्सीजन आबंध की लंबाई (115 pm) C=O तथा C≡ O की सामान्य लंबाइयों के बीच होती है।

इससे यह स्पष्ट होता है कि CO₂ अणु की वास्तविक संरचना को केवल एक लूइस संरचना के आधार पर प्रदर्शित नहीं किया जा सकता।

अतः यह आवश्यक हो जाता है कि इसके लिए एक से अधिक लूइस संरचनाएँ लिखी जाएँ तथा CO₂ की संरचना को इन विहित संरचनाओं I, II तथा III के संकर के रूप में प्रदर्शित किया जाए।



CO₂ अणु में अनुनाद संरचनाएँ I, II तथा III तीन विहित संरचनाओं को दर्शाते हैं।

सामान्य रूप से यह कहा जा सकता है कि

- अनुनाद अणु को स्थायित्व प्रदान करता है, क्योंकि अनुनाद संकर की ऊर्जा किसी भी विहित संरचना की ऊर्जा से कम होती है; एवं,
- अनुनाद के कारण आबंधों के लक्षण औसत मान प्राप्त करते हैं।

इस प्रकार O₃ अणु में अनुनाद संकर की ऊर्जा, विहित संरचनाओं I तथा II की ऊर्जा के मान से भी कम होती है। अनुनाद संकल्पना से संबंधित कई भ्रान्तियाँ हैं, जिनका निवारण आवश्यक है। आपको स्मरण रहे कि :

- वास्तव में विहित संरचनाओं का कोई अस्तित्व नहीं होता है।
- ऐसा नहीं होता कि अणु कुछ समय के लिए किसी विहित संरचना के रूप में उपस्थित रहता है, जबकि अन्य समय किसी दूसरी विहित संरचना को अपनाता है।
- विहित संरचनाओं में चलावयवों (कीटो - इनाॅल) के मध्य पाए जाने वाले साम्य जैसा कोई साम्य नहीं होता है।
- वास्तविक रूप में अणु की केवल एक संरचना होती है, जो विहित संरचनाओं की अनुनाद संकर होती है। उसे केवल एक लूइस संरचना द्वारा प्रदर्शित नहीं किया जा सकता है।

5. आबंधो की ध्रुवीयता तथा द्विध्रुव आघूर्ण

किसी आबंध का सौ प्रतिशत आयनिक या सहसंयोजी होना एक आदर्श स्थिति है। परंतु वास्तव में कोई भी आबंध या यौगिक पूर्ण रूप से सहसंयोजी या आयनिक नहीं होता है। यहाँ तक कि दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच बनने वाले सहसंयोजी आबंध की प्रकृति भी आंशिक रूप से आयनिक होती है।

जब सह संयोजी आबंध दो समान परमाणुओं के बीच जैसे : H₂, O₂, Cl₂, N₂ तथा F₂, बनता है, तब संयोजी इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं द्वारा समान रूप से आकर्षित होता है। इसके परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन युग्म दो समान नाभिकों के ठीक मध्य में उपस्थित होता है। इस प्रकार प्राप्त आबंध 'अधुर्वीय सहसंयोजी आबंध' कहलाता है। इसके विपरित HF जैसे विषम परमाणुक अणु में दो परमाणुओं के बीच संयोजित इलेक्ट्रॉन युग्म फ्लुओरीन की ओर विस्थापित हो जाता है, क्योंकि फ्लुओरीन की विद्युत् ऋणात्मकता हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक होती है। इस प्रकार निर्मित H-F आबंध एक ध्रुवीय सहसंयोजक आबंध है।

आइए हम HCl अणु के उदाहरण पर विचार करें। Cl और H की विद्युत् ऋणात्मकता क्रमशः 3 और 1 हैं क्रमशः। Cl की अधिक विद्युत् ऋणात्मकता के कारण आबन्धित इलेक्ट्रॉन युग्म Cl परमाणु की ओर विस्थापित हो जाता है। इसलिए क्लोरीन परमाणु स्वयं चारों ओर अधिक ऋणात्मक आवेश का अनुभव करेगा

और H परमाणु थोड़ा धनात्मक आवेश का। इन्हें δ^- और δ^+ (δ - डेल्टा अर्थात आंशिक आवेश) के रूप में दर्शाया जाता है।

ऐसे अणुओं को दो विपरीत आवेश वाले ध्रुव होने के कारण ध्रुवीय अणु कहा जाता है और ऐसे आबंध, को ध्रुवीय सहसंयोजक आबंध कहा जाता है। ध्रुवण के कारण ऐसे अणु में द्वध्रुव आघूर्ण (Dipole Moment) उत्पन्न हो जाता है। द्वध्रुव आघूर्ण को आवेश के मान तथा धनात्मक और ऋणात्मक आवेशों के बीच की दूरी के गुणनफल के रूप में परिभाषित किया जाता है।

- इसे सामान्यतः ग्रीक शब्द 'μ' द्वारा दर्शाया जाता है।
- इसे निम्नलिखित गणितीय समीकरण द्वारा व्यक्त किया जाता है:

$$\text{ध्रुव आघूर्ण } (\mu) = \text{आवेश } (Q) \times \text{आवेश पृथक्करण की दूरी } (r)$$

द्वध्रुव आघूर्ण को सामान्यतः डिबाए (Debye) मात्राक (D) के रूप में व्यक्त किया जाता है।

रूपांतरण कारक है:

$$1D = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

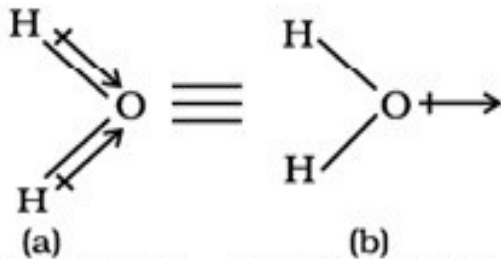
जहाँ पर C कुलाम तथा m मीटर है।

- इसके अलावा द्वध्रुव आघूर्ण एक सदिश राशि है। परंपरा के अनुसार इसे एक छोटे तीर द्वारा दर्शाया जाता है, जिसका पुच्छल सिरा ऋणात्मक केन्द्र पर स्थित होता है तथा अग्र सिरा धनात्मक केन्द्र की ओर उन्मुख रहता है। उदाहरण के लिए : HF में द्वध्रुव आघूर्ण को इस प्रकार दर्शाया जा सकता है:



यह तीर अणु में इलेक्ट्रॉन घनत्व के बदलाव की दिशा बतलाता है। ध्यान दीजिए की क्रॉस तीर की दिशा द्वध्रुव आघूर्ण के सदिश की पारम्परिक दिशा के विपरीत है। बहुपरमाणुक अणुओं में द्वध्रुव आघूर्ण केवल आबंधों के अपने द्वध्रुव, जिन्हें 'आबंध आघूर्ण' कहा जाता है, पर ही निर्भर नहीं करता, अपितु यह विभिन्न आबंधों की स्थानिक व्यवस्था पर भी निर्भर करता है। ऐसे में द्वध्रुव अणु के विभिन्न आबंधों के द्वध्रुव आघूर्ण अणु के विभिन्न आबंधों के द्वध्रुव आघूर्णों का सदिश-योग होता है।

उदाहरण के लिए : जल के अणु, जिसकी आकृति बंकित (Bent) होती है, के दो O-H आबंध 104.5° के कोण पर होते हैं। इस अणु में कुल द्वध्रुव आघूर्ण का मान $6.17 \times 10^{-30} \text{ C m}$ ($1D = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m}$) होता है, जो दो आबंधों के द्वध्रुव आघूर्णों के सदिश-योग से प्राप्त होता है।



कुल द्वध्रुव आघूर्ण, $\mu = 1.85 D$

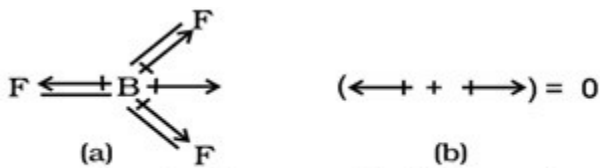
$$= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m} = 6.17 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

BeF₂ के लिए द्विध्रुव आघूर्ण का मान शून्य होता है।

ऐसा इसलिए होता है कि इस अणु में दो समान आबंध द्विध्रुव विपरीत दिशा में होते हैं तथा एक दूसरे के प्रभाव को समाप्त कर देते हैं।

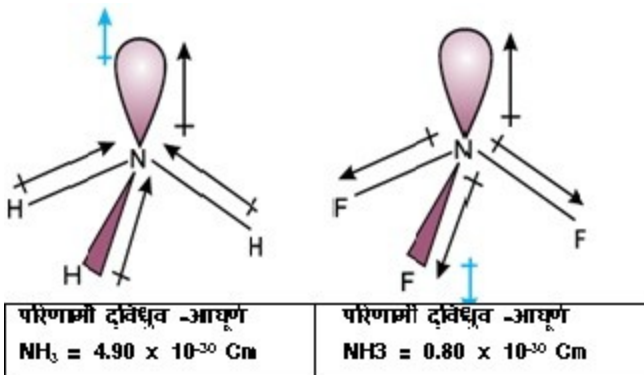


BF₃ जैसे चतुष्क परमाणुवीक अणु में द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है, यद्यपि इस अणु में B-F आबंध 120° के कोण पर होते हैं इस अणु में दो आबंध-आघूर्णों के समान तथा विपरीत दिशा में होता है। इसके फलस्वरूप तीनों आबंध-आघूर्णों का कुल सदिश-योग शून्य के बराबर होता है।



BF₃ अणु में (a) आबंध द्विध्रुव तथा (b) परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण का निरूपण

आइए, NH₃ तथा NF₃ के अणुओं का एक रोचक उदाहरण लें। दोनों अणुओं की पिरामिडीय आकृति होती है, जिनसे नाइट्रोजन के परमाणु पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित होता है। हालाँकि फ्लोरिन, विद्युत ऋणात्मकता नाइट्रोजन की अपेक्षा अधिक होती है, परंतु NH₃ ($4.90 \times 10^{-30} \text{ C m}$) का परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण NF₃ ($0.8 \times 10^{-30} \text{ C m}$) की अपेक्षा अधिक होता है। ऐसा इसलिए है कि NH₃ में नाइट्रोजन परमाणु पर उपस्थित एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म का कक्षक द्विध्रुव आघूर्ण तीन N-H आबंधों के द्विध्रुव - आघूर्णों के परिणामी द्विध्रुव - आघूर्ण एक ही दिशा में होता है। जबकि N - F में फ्लोरिन 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 NF₃ के अणु का द्विध्रुव आघूर्ण कम होता है। जैसा कि निचे दर्शया गया है।



जिस प्रकार सहसंयोजी आबंधों में आंशिक आयनिक लक्षण होता है, उसी प्रकार आयनिक आबंधों में भी आंशिक सहसंयोजी लक्षण होता है। आयनिक आबंधों के आंशिक सहसंयोजी लक्षण की विवेचना फाजान्स (Fajans) ने

निम्नलिखित नियमों के अनुसार की :

- धनायन के आकार के घटने तथा ऋणायन के आकार के बढ़ने पर आयनिक आबंध के सहसंयोजी लक्षणों में वृद्धि होती है।
- धनायन तथा ऋणायन पर आवेश की मात्रा बढ़ने से आयनिक आबंध के सहसंयोजी लक्षणों में वृद्धि होती है
- समान आकार तथा आवेश के धनायनों में से उस धनायन की ध्रुवण-क्षमता अपेक्षाकृत अधिक होती है, जिसका इलेक्ट्रानिक विन्यास क्षार तथा क्षारीय मृदा धातुओं के धनायनों के उत्कृष्ट गैस विन्यास $ns^2 np^6$ की अपेक्षा संक्रमण धातुओं के अनुरूप $(n-1)d^n ns^0$ होता है। धनायन, ऋणायन के इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित करके उसे ध्रुवित करता है। फलतः उनके मध्य आवेश की मात्रा बढ़ती है। यह प्रक्रिया सहसंयोजी आबंध निर्माण के अनुरूप है, जिसमें दो नाभिकों के मध्य इलेक्ट्रानिय आवेश घनत्व में वृद्धि होती है। धनायन की ध्रुवण-क्षमता, ऋणायन की ध्रुवता तथा ऋणायन के ध्रुवण की मात्रा इत्यादि वे कारक हैं, जो सम्मिलित रूप से किसी आयनिक आबंध की सहसंयोजकता के प्रतिशत को निर्धारित करते हैं।

सारणी 4: कुछ चयनित अणुओं के द्विध्रुव-आघूर्ण

HF	1.78	NH ₃	1.47
HCl	1.07	NF ₃	0.23
HBr	0.79	BF ₃	0
HI	0.38	CH ₄	0
H ₂	0	CHCl ₃	1.04
HF	1.78	NH ₃	1.47
H ₂ O	1.85	CCl ₄	0
H ₂ S	0.95		
CO ₂	0		

7. सारांश

लूइस ने सर्वप्रथम सहसंयोजी आबंधन की व्याख्या परमाणुओं द्वारा इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन के रूप में की। इस प्रक्रिया द्वारा संबंधित परमाणु उत्कृष्ट गैस विन्यास प्राप्त करते हैं। लूइस बिंदु चिन्ह किसी तत्त्व के परमाणु के संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को दर्शाते हैं तथा लूइस बिंदु संरचनाएँ अणुओं में आबंधन का चित्रण करती हैं।

आयनिक यौगिक धनायनों तथा ऋणायनों की निश्चित क्रम में त्रिविमीय व्यवस्था होती है, जिसे 'क्रिस्टल जालक' कहा जाता है।

क्रिस्टलीय गैसों में धनायन एवं ऋणायन के मध्य आवेश संतुलित होता है। क्रिस्टल जालक का जालक विरचन एंथैल्पी द्वारा स्थिरीकरण होता है।

दो परमाणुओं के बीच एकल सहसंयोजी आबंध का विरचन एक-एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन द्वारा होता है, जबकि दो या तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों के सहभाजन के फलस्वरूप बहु आबंध निर्मित होते हैं। कुछ आबंधी परमाणुओं पर ऐसे इलेक्ट्रॉन

युग्म उपस्थित होते हैं, जो आबंधन में भाग नहीं लेते। ये इलेक्ट्रॉनों के एकाकी युग्म कहलाते हैं। लूइस बिंदु संरचना अणु में प्रत्येक परमाणु पर आबंधी युग्मों तथा एकाकी युग्मों को दर्शाती है। रासायनिक आबंधों के कुछ प्रमुख प्राचल,

जैसे: आबंध एंथैल्पी, आबंध कोटि, विद्युत् ऋणात्मकता तथा आबंध ध्रुवणता यौगिकों के गुणों को प्रभावित करते हैं। बहुत से अणुओं तथा बहुपरमाणुक आयनों को मात्र एक लूइस संरचना द्वारा प्रदर्शित नहीं किया जा सकता है। ऐसी

स्पीशीश के लिए अनेक संरचनाएँ लिखी जाती हैं, जिनके ढाँचे की संरचना समान होती है। ये सभी संरचनाएँ सम्मिलित रूप में अणु या आयन की वास्तविक संरचना प्रदर्शित करती हैं। यह एक महत्त्वपूर्ण तथा अति

उपयोगी अवधारणा है, जिसे 'अनुनाद' कहा जाता है। योगदान देने वाली विहित संरचनाओं का अनुनाद संकर अणु या आयन की वास्तविक संरचना प्रदर्शित करता है।