

रासायनिक बन्ध

रासायनिक आबंध :

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

एक रासायनिक स्पीषीज जैसे अणु केवल तभी बन सकता है। जब कि वह अकेले परमाणु के उपेक्षा कम ऊर्जा वाला तथा अधिक स्थायित्व वाला हो।

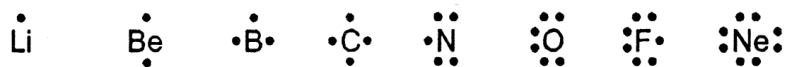
किसी रासायनिक आबंध बनने के लिये, अणु के बाहरी कक्षा के इलेक्ट्रॉन ही भाग लेते हैं। इस प्रक्रिया में अणु स्थायित्व को प्राप्त करते हुये अक्रिय गैस के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त कर लेता है।

कॉसल-लूइस अवधारणा :

लूइस ने यह अभिगृहित किया कि परमाणु परस्पर रासायनिक आबंध द्वारा संयुक्त होकर अपने स्थायी अष्टक को प्राप्त करते हैं। यह तभी होता है (i) जब एक अणु अपना इलेक्ट्रॉन दूसरे अणु को सफलतापूर्वक देता है। (ii) जब परमाणुओं में आबंध परस्पर इलेक्ट्रॉनों के सहभाजन द्वारा होता है।

लूइस प्रतीक : किसी अणु के बनने में परमाणुओं के केवल बाह्य कोष इलेक्ट्रॉन रासायनिक संयोजन में हिस्सा लेते हैं। ये इनके संयोजकता इलेक्ट्रॉन (Valence Electrone) कहलाते हैं। आंतरिक कोष इलेक्ट्रॉन (Inner shell electron) अच्छी प्रकार से सुरक्षित होते हैं तथा सामान्यतः संयोजन प्रक्रिया में सम्मिलित नहीं होते हैं। एक अमेरिकी रासायनज्ञ जी.एन. लूइस ने परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को निरूपित करने के लिए सरल संकेतों को प्रस्तावित किया, जिन्हें लूइस प्रतीक (Lewis Symbol) कहा जाता है।

उदाहरणार्थ – दूसरे आवर्त के तत्वों के 'लूइस प्रतीक' इस प्रकार है –



लूइस प्रतीक का महत्व : प्रतीक के चारों ओर उपस्थित बिंदुओं की संख्या परमाणु के संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या को दर्शाता है। यह संख्या तत्व की सामान्य अथवा समूह संयोजकता के परिकलन में सहायता देती है। तत्व की समूह संयोजकता या तो लूइस प्रतीक में उपस्थित बिंदुओं की संख्या के बराबर होती है। या 8 में से बिंदुओं अथवा संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या को घटाकर इसे परिकलित किया जा सकता है।

रासायनिक आबंधन के संबंध में कॉसल ने निम्नलिखित तथ्यों की ओर ध्यान आकर्षित किया –

- आवर्त सारणी में उच्च विद्युत-ऋणात्मकता वाले हैलोजन तथा उच्च विद्युत-धनात्मकता वाले क्षार धातु एक दुसरे से उत्कृष्ट गैसों द्वारा पृथक रखे गए हैं।
- हैलोजन परमाणुओं से ऋणायन तथा क्षार से धनायन का निर्माण संबंधित परमाणुओं द्वारा क्रमशः एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने तथा एक इलेक्ट्रॉन मुक्त होने के फलस्वरूप होता है।
- इस प्रकार निर्मित ऋणायन तथा धनायन उत्कृष्ट गैस के स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को प्राप्त करते हैं। उत्कृष्ट गैसों में बाह्यतम कोष का आठ इलेक्ट्रॉनों वाला (अष्टक) विन्यास $ns^2 mp^6$, विशेष रूप से स्थायी होता है। हीलियम इसका अपवाद है, जिसके बाह्यतम कोष में केवल दो इलेक्ट्रॉन (ड्यूप्लेट) होते हैं।
- ऋणायन तथा धनायन स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा स्थायित्व ग्रहण करते हैं। धनायन तथा ऋणायन के बीच आकर्षण के फलस्वरूप निर्मित आबंध को वैद्युत संयोजक आबंध (Electrovalent Bond) का नाम दिया गया। इस प्रकार वैद्युत संयोजकता (Electrovalence) आयन पर उपस्थित आवेश की इकाईयों की संख्या के बराबर होती है। इलेक्ट्रॉन स्थानांतरण द्वारा आयन का बनना तथा आयनिक क्रिस्टलीय यौगिक के बनने के बारे में आधुनिक संकल्पनाएँ कॉसल की अभिगृहीतों (Postulates) पर आधारित हैं।

आयनिक या वैद्युत संयोजी आबंध :

आयनिक आबंध विरचन की कॉसल तथा लूइस अवधारणा से यह निष्कर्ष निकलता है कि इस आबंध का विरचन मुख्य रूप से निम्नलिखित तथ्यों पर निर्भर करेगा –

* उदासीन परमाणु से संबंधित धनायनों एवं ऋणायनों के बनने की सरलता तथा

* धनायनों एवं ऋणायनों की ठोस में व्यवस्थित होने की विधि, अर्थात् क्रिस्टलीय यौगिक का जालक (Lattice) निर्मित होने की विधि।

आयनिक यौगिक बनने की परिस्थिति :

- संयोजन करने वाले दोनों तत्वों की विद्युत ऋणात्मकता का अन्तर अधिक होना चाहिये।
- विद्युत घनत्व तत्व की आयनन एंथैल्पी ($M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$) बहुत कम होनी चाहिये।
- विद्युत ऋणात्मक तत्व की इलेक्ट्रॉन लक्षि एंथैल्पी ($X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$) का ऋणात्मक मान ज्यादा होना चाहिये।
- आयनिक ठोस की जालक एंथैल्पी ($M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s)$) का मान अधिक होना चाहिये।

जालक एंथैल्पी :

किसी जालक ठोस के एक मोल यौगिक को गैसीय अवस्था में संघटक आयनों में पृथक करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को इस यौगिक की 'जालक एंथैल्पी' कहते हैं।

इस प्रक्रिया में विपरित आवेश वाले आयनों में आकर्षण बल तथा समान आवेश वाले आयनों में प्रतिकर्षण बल—दोनों भाग लेते हैं। चूंकि ठोस क्रिस्टल त्रिविभीय होता है, अतः केवल आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बलों की अन्योनय क्रिया से ही जालक एंथैल्पी का परिकलन करना संभव नहीं है। क्रिस्टल ज्यामिति से संबंधित कारकों को भी इसमें सम्मिलित करना आवश्यक है।

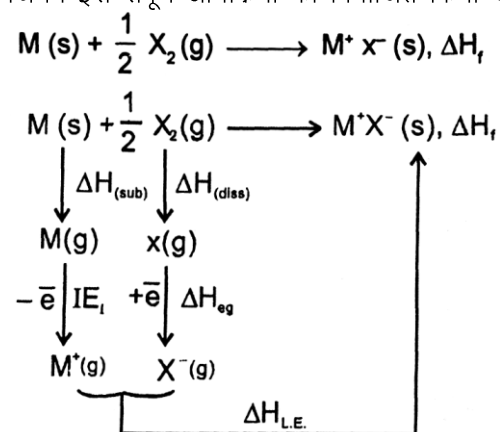
आयनिक यौगिक की जालक एंथैल्पी ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक :

- जालक एंथैल्पी $\propto \frac{1}{r_+ + r_-}$ जहाँ $(r_+ + r_-)$ = अन्तरा आयनिक दूरी
- जालक एंथैल्पी $\propto Z_+, Z_-$
 $Z_+ \Rightarrow$ धनायन पर उपस्थित आवेश, इलेक्ट्रॉनिक आवेश के सन्दर्भ में।
 $Z_- \Rightarrow$ ऋणायन पर उपस्थित आवेश, इलेक्ट्रॉनिक आवेश के सन्दर्भ में।
- जालक एंथैल्पी \propto उपसहसंयोजन संख्या (समन्वय संख्या) धनायन की उपसहसंयोजन संख्या उसके चारों ओर घेरे ऋणायन की संख्या के बराबर होती है। ऋणायन की उपसहसंयोजन संख्या उसके चारों ओर घेरे धनायन की संख्या के बराबर होती है।
क्षारीय मृदा धातु के सल्फेट एवं कार्बोनेट के लिए उपसहसंयोजन संख्या महत्त्व पूर्ण होती है।

जालक एंथैल्पी ऊर्जा का निर्धारण :

बॉर्न-हेबर चक्र : (परोक्ष विधि)

यह एक ऊर्जा रासायनिक चक्र है जो कि हेस के नियम पर आधारित है। हेस के नियम के अनुसार, अनेक पदों में होने वाली किसी रासायनिक अभिक्रिया की मानक एंथैल्पी उन सभी पदों की समान ताप पर मानक एंथैल्पी के योग के बराबर होती है। जिनमें इस संपूर्ण अभिक्रिया को विभाजित किया जा सकता है।



$\Delta H_f = M^+ X^-$ की विरजन ऊर्जा

$\Delta H_{(sub)} = M$ की उर्ध्वतन ऊष्मा

$IE_1 = M$ की आयनन ऊर्जा

$\Delta H_{(diss)} = X_2$ की वियोजन ऊष्मा

$\Delta H_{eg} = X$ की इलेक्ट्रॉन बंधुता एंथैल्पी

$\Delta H_{LE} = M^+ X^-$ की जालक एंथैल्पी

हेस नियम के अनुसार -

$$\Delta H_f = \Delta H_{(sub)} + IE_1 + \Delta H_{(diss)} + \Delta H_{eg} + \Delta H_{LE}$$

आयनिक यौगिकों के सामान्य गुणधर्म :

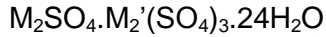
(a) **भौतिक अवस्था** - कमरे के ताप पर आयनिक यौगिक या तो ठोस अवस्था में अथवा विलयन अवस्था में होते हैं लेकिन गैसीय अवस्था में नहीं होते हैं।

(b) **समाकृतिकता** - सामान्य आयनिक यौगिक समावयता नहीं दर्शाते हैं लेकिन समाकृतिकता उनका मुख्य लक्षण होता है। समाकृतिकता का अर्थ—समान क्रिस्टल संरचना

उदाहरण के लिए, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ एवं $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ समाकृतिक होते हैं।

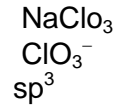
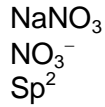
समाकृतिकता के लिए परिस्थितियों :

- दो यौगिकों के लिए समान सूत्र होना चाहिए उदाहरण $MgSO_4$ तथा $ZnSO_4$, $BaSO_4$ तथा $KMnO_4$ समाकृतिक हैं क्योंकि उनका समान प्रकार का सूत्र है। सभी एलम समाकृतिक हैं क्योंकि उनका सामान्य सूत्र समान है।



M= एक संयोजी ; M'= त्रिसंयोजी

- यह आवश्यक नहीं है कि किसी भी यौगिक की संरचना इकाई, आयन या परमाणु दो यौगिकों में समान आकार के हो लेकिन उनके सापेक्षिक आकार में थोड़ा सा ही अन्तर होना चाहिए।
- $NaNO_3$ तथा $NaClO_3$ का सूत्र समान प्रकार का है जबकि वह समाकृतिक नहीं हैं क्योंकि NO_3^- त्रिकोणीय समतलीय हैं लेकिन ClO_3^- पिरैमिडीय हैं।



SO_4^{2-} तथा $MnOO_4^-$ की आकृति समान हैं → समाकृतिक

- इन संरचनात्मक इकाईयों के ध्रुवीय गुणधर्म समान होना चाहिए।
- (c) **वैद्युत चालकता**— आयनिक ठोस सदैव कुचालक होते हैं फिर भी क्रिस्टल त्रुटि के कारण वे बहुत कम मात्रा में धारा चालित करते हैं सभी आयनिक ठोस गलित अवस्था के साथ-साथ जलीय विलयन में भी अच्छे चालक होते हैं क्योंकि उनके आयन गति करने के लिए स्वतंत्र होते हैं।

(d) **आयनिक यौगिकों की विलेयता :**

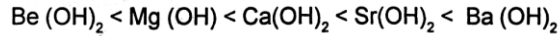
आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायक जैसे जल में विलेय होते हैं क्योंकि उनका उच्च परावैद्युतांक होता है

आयनिक यौगिकों की विलेयता को प्रभावित करने वाले कारक

- (A) विलायक का परावैद्युतांक ↑, विलेयता ↑ (परावैद्युतांक के मान $H_2O=80$ इकाई, $CH_3OH=35$ इकाई, $C_2H_6OH=27$ इकाई)
- (B) आयनों की जलयोजन ऊष्मा > आयनिक यौगिकों की जालक ऊर्जा
- जलक एंथैल्पी तथा जलयोजन ऊर्जा आयन के आकार पर निर्भर करती है, आयन के आकार बढ़ने के साथ ही दोनों ऊर्जा i.e. जालक एंथैल्पी तथा जलयोजन ऊर्जा घटती है।

घुलनशीलता के लिए दो समान्य नियम –

- (a) अगर ऋणायन तथा धनायन का आकार तुलनीय हो तो धनायन त्रिज्या जालक एंथैल्पी की असर करेगी। वर्ग में नीचे जाने पर घुलनशीलता बढ़ती है।



घुलनशीलता घटते बढ़ते क्रम में

- (b) अगर धनायन की तुलना में ऋणायन बड़ा होता है अर्थात् यौगिक वह आयन रखता है जिनके धनायन व ऋणायन के आकार का अन्तर अधिक होता है तो वर्ग में नीचे की तरफ भरने पर जालक एंथैल्पी लगभग समान रहती है, परन्तु जलयोजन ऊर्जा तेजी से घटती है अतः जल में घुलनशीलता घटती है।



घुलनशीलता घटते क्रम में

जल में आयनिक यौगिकों की विलेयता के सम्बन्ध में कुछ तथ्य :

- $LiF, Li_3PO_4, Li_2C_2O_4, Li_2CO_3$ को छोड़कर अमोनियम आयन तथा क्षारीय धातु के लवण जल में विलेय हैं।
- जल में सभी नाइट्रेट तथा लगभग सभी परक्लोरेट तथा कई एसीटेट विलेय हैं।
- कई हैलाइड जल में विलेय हैं लेकिन कुछ ध्यान देने योग्य अपवाद $AgCl, AgBr, AgI, Hg_2^{2+}$ तथा Pb^{+2} के हैलाइड तथा Ca^{+2}, Sr^{+2} तथा Ba^{+2} के फ्लोराइड।
- $BaSO_4, SrSO_4, PbSO_4, CaSO_4$ को छोड़कर सभी सल्फेट लगभग जल में विलेय हैं।
- NH_4OH व क्षारीय मृदा धातु के हाइड्रॉक्साइड जल में विलेय हैं। IInd वर्ग से, $Ba(OH)_2$ जल में विलेय है।
- NH_4^+ के सल्फाइड, क्षारीय धातु तथा क्षारीय मृदा धातु सभी के सल्फाइड जल में विलेय हैं तथा शेष सभी लगभग अविलेय हैं।

आयनिक यौगिकों में सहसंयोजक लक्षण (फाजान का नियम) :

जब धनायन तथा ऋणायन पास-पास आते हैं ऋणायन के बाहरी कक्षा धनायन के नाभिक की तरफ खींची जाती है, जिससे ऋणायन के आकार में विकृति आ जाती है। इस घटना को ध्रुवीकरण कहते हैं तथा धनायन द्वारा ऋणायन का ध्रुवीकरण करने की क्षमता को ध्रुवण क्षमता कहते हैं।



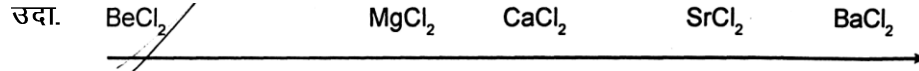
ऋणायन की विकृति जितनी अधिक होगी उतना ही ध्रुवीकरण अधिक होगा तो सहसंयोजक लक्षण भी अधिक होगा।

ध्रुवीकरण को प्रभावित करने वाले कारक :

फेंजान ने बताया कि अणु के ऋणायन का ध्रुवीकरण अधिक होगा तो उसने सहसंयोजकता प्रवृत्ति अधिक होगी –

(i) **धनायन का आकार :** जितना छोटा धनायन होगा उतनी ही उसकी ध्रुवीकरण क्षमता होगी, जिससे ऋणायन का अधिक ध्रुवीकरण होगा अतः यौगिक में अधिक सहसंयोजक प्रवृत्ति होगी।

धनायन का छोटा आकार \propto ध्रुवण क्षमता :



धनायन का आकार \uparrow ध्रुव क्षमता \downarrow सहसंयोजी लक्षण \downarrow

(ii) **ऋणायन का आकार :** जितना बड़ा ऋणायन होगा उसका उतनी ही अधिक ध्रुवीकरण क्षमता होगी और अधिक ध्रुवीकरण होगा। अतः यौगिक में अधिक सहसंयोजक प्रवृत्ति होगी।

ऋणायन का बड़ा आकार \propto ध्रुवीकरण :

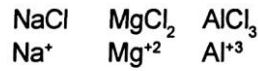


उदा. – ऋणायन का आकार \uparrow
– ध्रुव क्षमता \uparrow
– सहसंयोजी लक्षण \uparrow

(iii) **धनायन पर आवेश :** जितनी अधिक धनायन की ध्रुवण क्षमता होगी विकृति होगी। अतः यौगिक में अधिक सहसंयोजक प्रवृत्ति होगी।

धनायन पर आवेश : \propto ध्रुवण क्षमता :

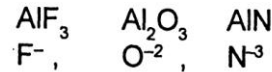
धनायन पर आवेश :



– धनायन पर आवेश \uparrow
– ध्रुवीकरण \uparrow
– सहसंयोजी लक्षण \uparrow

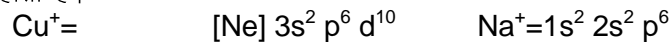
(iv) **ऋणायन पर आवेश :** जितना अधिक ऋणायन पर आवेश होगा, उतना ही अधिक ऋणायन का ध्रुवीकरण होगा अतः यौगिक में अधिक सहसंयोजक प्रवृत्ति होगी।

ऋणायन पर आवेश :



– ऋणायन पर आवेश \uparrow
– ध्रुवीकरण \uparrow
– सहसंयोजी लक्षण \uparrow

(v) **धनायन का छद्म अक्रिय विन्यास :** धनायन जिसका छद्म अक्रिय गैस विन्यास होता है वह ऐसे धनायन जिसमें अक्रिय गैस विन्यास है उसकी अधिक ध्रुवी क्षमता दर्शाता है। अतः NaCl जिसका Na^+ अक्रिय गैस विन्यास है, वह अधिक आयनिक होगा जब कि CuCl में Cu^+ की छद्म अक्रिय गैस विन्यास होता है, वह प्रकृति में अधिक सहसंयोजी होता है।



छद्म अक्रिय गैस विन्यास

अक्रिय गैस विन्यास

(d-उपकोषों के इलेक्ट्रॉनों के द्वारा परिरक्षक के कारण) (s तथा p उपकोषों के इलेक्ट्रॉनों के द्वारा परिरक्षक)

फायान नियम के उपयोग एवम् अपवाद :

(i) H_2O में Ag_2S , Ag_2O की अपेक्षा कम विलेय है। क्योंकि Ag_2S , में बड़े S^{2-} आयन के कारण Ag^+S^{2-} अधिक सहसंयोजक होता है।

(ii) जल में $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ की अपेक्षा कम विलेयी कम विलेयी हैं क्योंकि Fe^{+3} , Fe^{+2} की अपेक्षा छोटा होता है तथा आवेश अधिक होता है।

\therefore $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ की अपेक्षा अधिक सहसंयोजक है।

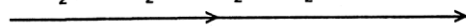
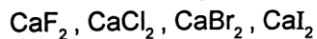
- (iii) कुछ यौगिकों का रंग उनके बड़े ऋणात्मक आयन के ध्रुवीकरण के आधार पर समझाया जा सकता है। उदाहरण के लिए : AgCl श्वेत हैं तथा $\text{AgBr}, \text{AgI}, \text{Ag}_2\text{CO}_3$ पीला हैं बड़ा ऋणायन अधिक ध्रुवीकृत होता है इसलिए उनके इलेक्ट्रॉन दृश्य प्रकाश के आंशिक अवशोषण द्वारा उत्तेजित किये जाते हैं।



- (iv) गलनांक की परिवर्तनशीलता – [सहसंयोजी यौगिक का गलनांक < आयनिक यौगिक का गलनांक] :



आयनिक लक्षण \uparrow , $\therefore r^-$ आयन \uparrow तथा r^+ आयन = नियत \therefore गलनांक \uparrow

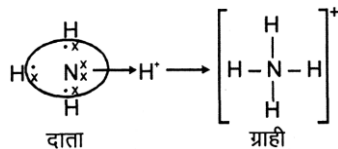


सहसंयोजक लक्षण \uparrow गलनांक \downarrow $\therefore r^-$ आयन \uparrow तथा r^+ आयन = नियत

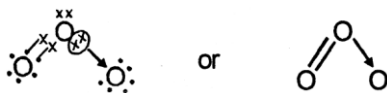
उपसहसंयोजक बन्ध (दाता ग्राही बंध)

दो परमाणु के बीच बना बन्ध जिसमें एक परमाणु ही के द्वारा, इलेक्ट्रान युग्म का योगदान हों जबकि परमाणुओं के मध्य साझा किया जाता हो।

- NH_4^+ (अमोनियम आयन)



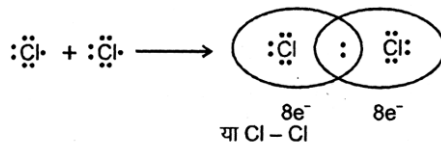
- O_3 (ओजोन)



अन्य उदाहरण : $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3, \text{H}_3\text{O}^+, \text{N}_2\text{O}, [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$

सहसंयोजी बन्ध :

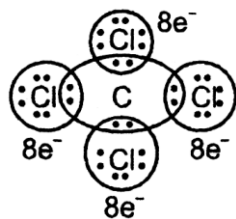
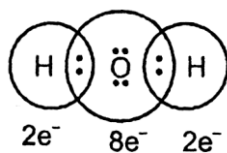
लूइस-लैंगम्यूर के इस सिद्धांत को क्लोरीन अणु (Cl_2) बनने के उदाहरण से समझा जा सकता है। क्लोरीन परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ है, अर्थात् क्लोरीन परमाणु में आर्गन के विन्यास को प्राप्त करने के लिए एक इलेक्ट्रॉन की कमी है। Cl_2 अणु के बनने को दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच एक इलेक्ट्रॉन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



दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच सहसंयोजी आबंध

यहाँ बिन्दु इलेक्ट्रॉनों को निरूपित करते हैं। ये संरचनाएँ 'लूइस बिन्दु संरचनाएँ', कहलाती हैं। अन्य अणुओं के लिए भी लूइस बिन्दु संरचनाएँ लिखी जा सकती हैं, जिनमें संयुक्त होने वाले परमाणु समान अथवा भिन्न सकते हैं। इसके लिए मुख्य नियम निम्नलिखित हैं –

- प्रत्येक आबंध का निर्माण परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन के फलस्वरूप होता है।
- संयुक्त होने वाला प्रत्येक परमाणु सहभाजित युग्म में एक-एक इलेक्ट्रॉन का योगदान देता है।
- इलेक्ट्रॉनों के सहभाजन के फलस्वरूप संयुक्त होने वाले परमाणु अपने बाह्य कोष में उत्कृष्ट गैस विन्यास प्राप्त कर लेते हैं। इस प्रकार, जल तथा कार्बन टेट्राक्लोराइड के अणुओं में आबंधों के निर्माण को हम इस प्रकार निरूपित कर सकते हैं –



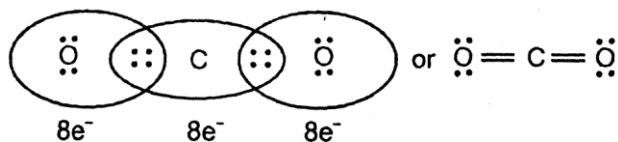
H परमाणु इलेक्ट्रॉनों का ड्यूप्लेट (द्विक)

प्राप्त करते हैं (He विन्यास) :

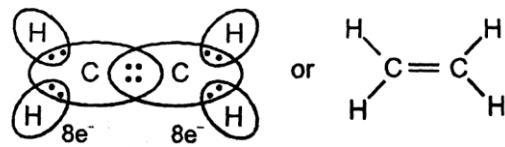
तथा ऑक्सीजन अष्टक प्राप्त करता हैं।

एक इलेक्ट्रॉन युग्म द्वारा संयुग्मित दो परमाणु एकल सहसंयोजी आबंध (Single Covalent Bond) द्वारा आबाधित कहलाते हैं। कई यौगिकों में परमाणुओं के बीच बहु-आबंधों का निर्माण दो परमाणुओं के मध्य एक से अधिक इलेक्ट्रॉन युग्मों के सहभाजन के फलस्वरूप होता है। दो परमाणुओं के मध्य यदि दो इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन होत है, तो उनके बीच के सहसंयोजी आबंध को 'द्वि-आबंध (Double Bonds) कहते हैं। उदाहरणार्थ - कार्बन डाइ-ऑक्साइड अणु में कार्बन तथा ऑक्सीजन परमाणुओं के मध्य दो द्वि-आबंध उपस्थित होते हैं।

इसी प्रकार एथीन (Ethene) के अणु में दो कार्बन परमाणु एक द्वि-आबंध द्वारा बंधित होते हैं।

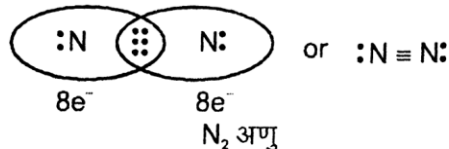


CO₂ अणु में द्वि-आबंध

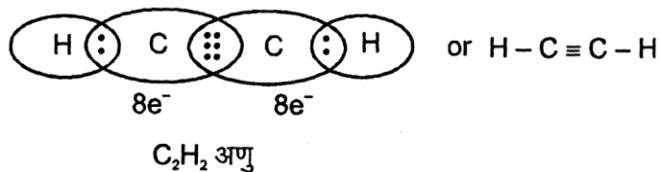


C₂H₄ अणु

जब संयोजी परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन होता है, जैसा N₂ के अणु में दो नाइट्रोजन परमाणुओं के मध्य या एथाइन में दो कार्बन परमाणुओं के मध्य है, तब उनके मध्य एक त्रि-आबंध (Triple Bond) बनता है।



N₂ अणु



C₂H₂ अणु

सरल अणुओं का लूइस निरूपण (लूइस संरचनाएँ) :

केन्द्रिय परमाणुओं के लिये निर्णय लेना :

- (1) सामान्यतः अणु में न्यूनतम विद्युत ऋणात्मकता वाला सबसे बड़ा अथवा अधिकतम संयोजकता रखने वाला परमाणु केन्द्रिय परमाणु का स्थान पाता है। हाइड्रोजन तथा फ्लुओरीन के परमाणु साधारणतया अंतस्थ स्थान (Terminal Position) पाते हैं। जैसे NF₃ तथा CO₃²⁻ में क्रमशः नाइट्रोजन तथा कार्बन केन्द्रिय परमाणु के रूप में लिख जाएँगे।
- (2) सामान्यतः जिस परमाणु की संख्या कम होती है वह केन्द्रिय परमाणु की तरह होते हैं।
- (3) सामान्यतः केन्द्रिय परमाणु वह होता है, जो अधिकतम बन्ध बनाता है (सामान्यतः बन्धों की संख्या परमाणु के बाहरी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉन के बराबर होती है)।
- (4) वह परमाणु जिसकी परमाणु क्रमांक ज्यादा होता है या परमाणु बड़ा होता है, वह केन्द्रिय परमाणु की तरह कार्य करता है।

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

एकल आबंधों के लिए सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म लिखने के पश्चात् कोष इलेक्ट्रॉन युग्मों का उपयोग या तो बहु-आबंधन के लिए किया जाता है या वह एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों के रूप में रहते हैं। आधार भूत आवश्यकता यह कि प्रत्येक आबाधित परमाणु में इलेक्ट्रॉन का आक्टेट (अष्टक) पूरा करना होता है।

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

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

* प्रत्येक H परमाणु हीलियम का विन्यास (इलेक्ट्रॉनों का ड्यूप्लेट) प्राप्त करता है।

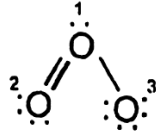
फॉर्मल आवेश :

लूइस बिन्दु संरचनाएँ सामान्यतः अणुओं की वास्तविक आकृति नहीं दर्शाती हैं। बहु-परमाणुक आयनों में संपूर्ण आवेश किसी विशेष परमाणु पर उपस्थित न होकर पूरे आयन पर स्थित होता है। हालांकि प्रत्येक परमाणु पर फॉर्मल आवेश दर्शाया जा सकता है। बहुपरमाणुक अणु या आयन के किसी परमाणु पर उपस्थित फॉर्मल आवेश को उसके विगलित (**Isolated**) स्थिति (अर्थात् मुक्त परमाण्वीय अवस्था) में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या तथा लूइस 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 -

लूइस संरचना में किसी परमाणु पर फॉर्मल आवेश

$$= \left[\text{मुक्त परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या} \right] - \left[\text{अनाबंधी (एकाकी युग्म) इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या} \right] - \left(\frac{1}{2} \right) \left[\text{आबंधित (सहभाजित) इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या} \right]$$

आइए, ओजोन (O₃) के अणु को लें। O₃ लूइस संरचना को इस प्रकार लिखा जा सकता है -



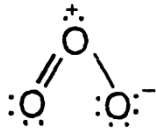
ऑक्सीजन के परमाणुओं को 1, 2 तथा 3 द्वारा चिह्नित किया गया है -

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

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

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

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



यहै यह ध्यान देने योग्य बात यह है कि फॉर्मल आवेश, अणु में वास्तविक आवेश प्रकट नहीं करते हैं। लूइस-संरचना में परमाणुओं पर आवेश को दर्शाने से अणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को लेखा-जोखा रखने में सहायता मिलती है। फॉर्मल आवेश

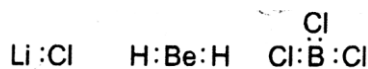
की सहायता से किसी स्पीषीज की कई संभव लूइस संरचनाओं में से निम्नतम ऊर्जा की संरचना का चयन करने में सहायता मिलती है। साधारण: न्यूनतम ऊर्जा वाली संरचना वह होती है, जिसके परमाणुओं पर न्यूनतम फार्मल आवेश हो। फार्मल आवेश का सिद्धान्त आबंधन की शुद्ध सहसंयोजी प्रकृति पर आधारित है, जिसमें आबाधित परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों का सहभाजन समान रूप से होता है।

अष्टक नियम की सीमाएँ :

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

1. केन्द्रिय परमाणु का अपूर्ण अष्टक

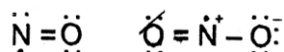
कुछ यौगिकों में केन्द्रिय परमाणु के चारों ओर उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या चार से कम होती है। उदाहरण के लिए LiCl , BeH_2 तथा BCl_3 लेते हैं।



यहाँ पर Li , Be तथा B संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या क्रमशः 1, 2 तथा 3 है। इस प्रकार के अन्य यौगिक AlCl_3 तथा BF_3 .

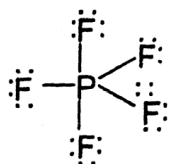
2. विषम इलेक्ट्रॉन (Odd-Electron) अणु

उन अणुओं से जिनमें इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या विषम (Odd) होती है। (जैसे नाइट्रिक ऑक्साइड, NO तथा नाइट्रोजन डाइऑक्साइड, NO_2), में सभी परमाणु अष्टक नियम का पालन नहीं कर पाते हैं।

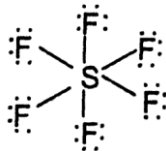


3. प्रसारित (Expanded) अष्टक

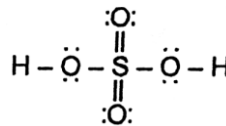
आवर्त सारणी के तीसरे तथा इसके आगे के आवर्तों के तत्वों में आबंधन के लिए $3s$ तथा $3p$ कक्षकों के अतिरिक्त $3d$ कक्षक भी उपलब्ध भी होते हैं। इन तत्वों के अनेक यौगिकों में केन्द्रिय परमाणु के चारों ओर आठ से अधिक इलेक्ट्रॉन होते हैं। इसे प्रसारित अष्टक (Expanded Octet) इकहते हैं। स्पष्ट है कि इन यौगिकों पर अष्टक नियम लागू नहीं होता है। ऐसे यौगिकों के कुछ उदाहरण हैं – PF_5 , SF_6 , H_2SO_4 तथा कई उपसहसंयोजी यौगिक।



PF_5
10 electrons around
the P atom

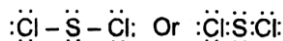


SF_6
12 electrons around
the S atom



H_2SO_4
12 electrons around
the S atom

○ 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 उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है, परन्तु कुछ उत्कृष्ट गैसों (जैसे-जीनों तथा क्रिप्टॉन) ऑक्सीजन तथा फ्लोरीन से भी 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।

सहसंयोजन आबंध की आधुनिक अवधारणा (VBT) :

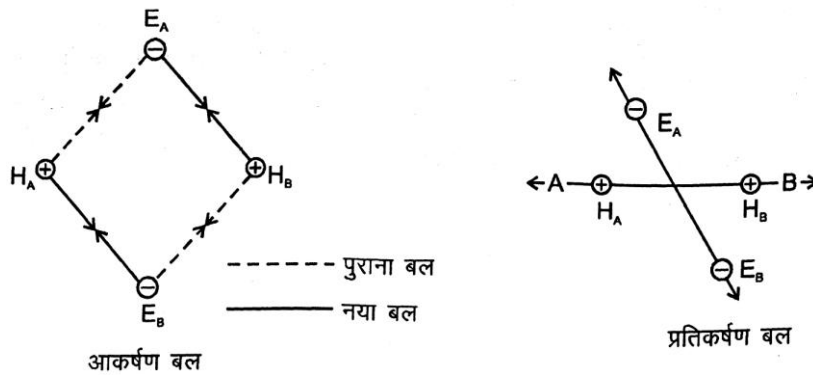
जैसा आप जानते हैं लूइस अवधारणा से अणुओं की संरचनाओं को लिखने में सहायता मिलती है, परन्तु रासायनिक आबंध बनने की व्याख्या करने में यह असमर्थ है। उक्त अवधारणा यह भी स्पष्ट नहीं करती कि अणुओं की आबंध वियोजन ऊर्जाएँ (Bond Dissociation Energies) तथा आबंध लंबाइयाँ जैसे- H_2 ($435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$, 74 pm) और F_2 ($150.6 \text{ kJ mol}^{-1}$, 42 pm) भिन्न क्यों हैं, जबकि दोनों ही अणुओं में संबंधित परमाणुओं के बीच एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन के फलस्वरूप एकल सहसंयोजी आबंध बनाता है। यह मॉडल बहुपरमाणुक अणुओं की आकृतियों की विभिन्नता पर भी प्रकाश नहीं डालता।

इसी प्रकार वी.एस.ई.पी.आर. सिद्धान्त सरल अणुओं की आकृति के बारे में जानकारी देता है, परन्तु यह उनकी व्याख्या नहीं कर सकता था। इसका उपयोग भी सीमित है। इन कमियों को दूर करने के लिए दो महत्वपूर्ण सिद्धान्तों का प्रतिपादन किया गया है, जो क्वांटम यांत्रिकी (Quantum Mechanical) सिद्धान्त पर आधारित है। ये सिद्धान्त पर आधारित है। ये सिद्धान्त है- संयोजकता आबंध सिद्धान्त तथा अणु-कक्षक सिद्धान्त (Molecular Orbital Theory)

संयोजकता आबंध सिद्धांत 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 सिद्धांत का विवेचन परमाणु कक्षकों, तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यासों, परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन और संकरण तथा विचरण (Variation) एवं अध्यारोपण (Superposition) के सिद्धांतों के ज्ञान पर आधारित है। इन सभी पहलुओं के पपरिपेक्ष्य में संयोजकता आबंध सिद्धांत का गुढ़ विवेचन इस पुस्तक की विषय-वस्तु से बाहर है। अतः इस सिद्धांत का वर्णन केवल गुणात्मक दृष्टि से तथा गणित का उपयोग किए बिना ही किया जाएगा। मान लीजिए कि हाइड्रोजन के दो परमाणु A तथा B, जिनमें नाभिक क्रमशः N_A व N_B 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 अत्याधिक दूरी पर होते हैं तब उनके बीच कोई अन्योन्य क्रिया नहीं होती। ज्यों-ज्यों दोनों परमाणु एक-दूसरे के पास आते हैं, त्यों-त्यों उनके बीच आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल उत्पन्न होते जाते हैं।

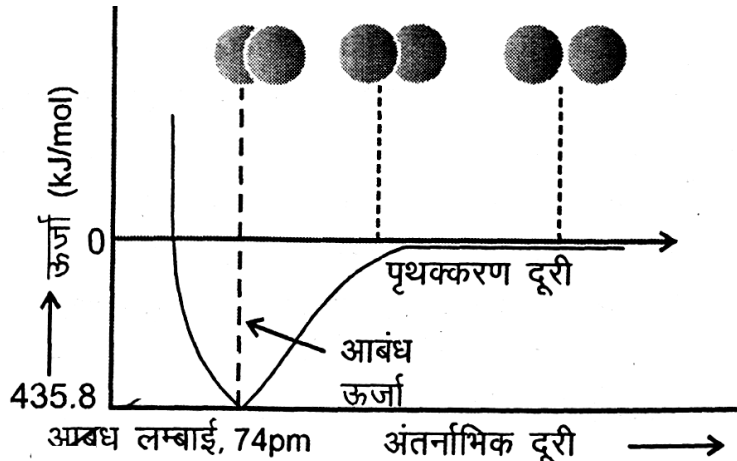
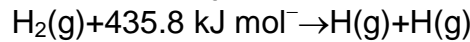
आकर्षण बल निम्नलिखित बल उत्पन्न होते हैं-

- (i) एक परमाणु के नाभिक तथा उसके इलेक्ट्रॉनों के बीच N_A-e_A, N_B-e_B .
 - (ii) एक परमाणु के नाभिक तथा दूसरे परमाणु के इलेक्ट्रॉनों के बीच N_A-e_B, N_B-e_A .
- इसी प्रकार निम्नलिखित प्रतिकर्षण बल में उत्पन्न होते हैं -
- (i) दो परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉनों के बीच e_A-e_B तथा।
 - (ii) दो परमाणुओं के नाभिकों के बीच N_A-N_B ।



चित्र- 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 परिणाम-स्वरूप दोनों परमाणु एक-दूसरे के करीब आते हैं। तथा उनकी स्थितिज ऊर्जा कम हो जाती है। अतः ऐसी स्थिति है, नेट आकर्षण बल तथा 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 आबंध लंबाई **74 pm** होती है। चूँकि हाइड्रोजन के दो परमाणुओं के बीच आबंध बनने पर ऊर्जा मुक्त होती है, इसलिए हाइड्रोजन अणु दो पृथक् परमाणुओं की अपेक्षा अधिक स्थायी होता है। इस प्रकार मुक्त ऊर्जा 'आबंध एथैल्पी' कहलाती है। चित्र में दिये गये आरेख में न्यूनतम स्थिति के संगत होती है। 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 अंतरानाभिक दूरी की सापेक्ष स्थितिज ऊर्जा का आरेख, आरेख में न्यूनतम ऊर्जा स्थिति H_2 की सर्वाधिक स्थायी अवस्था दर्शाती है।

हाइड्रोजन अणु के विरचन में इस अवस्था में न्यूनतम ऊर्जा अवस्था प्राप्त होती है। इस अवस्था में दो परमाणु इतने करीब हो जाते हैं कि उनके परमाणु-कक्षक अतिव्यापन कहलाता है। इसके परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन संयुग्मित होते हैं। अतिव्यापन की सीमा सहसंयोजी आबंध की प्रबलता को निर्धारित करती हैं। सामान्यतः अधिक मात्रा में अतिव्यापन दो परमाणुओं के बीच प्रबल आबंध बनाने से संबंधित है। इस प्रकार, कक्षक अतिव्यापन अवधारणा के अनुसार दो परमाणुओं के बीच सहसंयोजी आबंध का बनना संयोजकता कम में उपस्थित विपरीत चक्रण (Spin) वाले इलेक्ट्रॉनों के संयुग्मन के परिणामस्वरूप होता है।

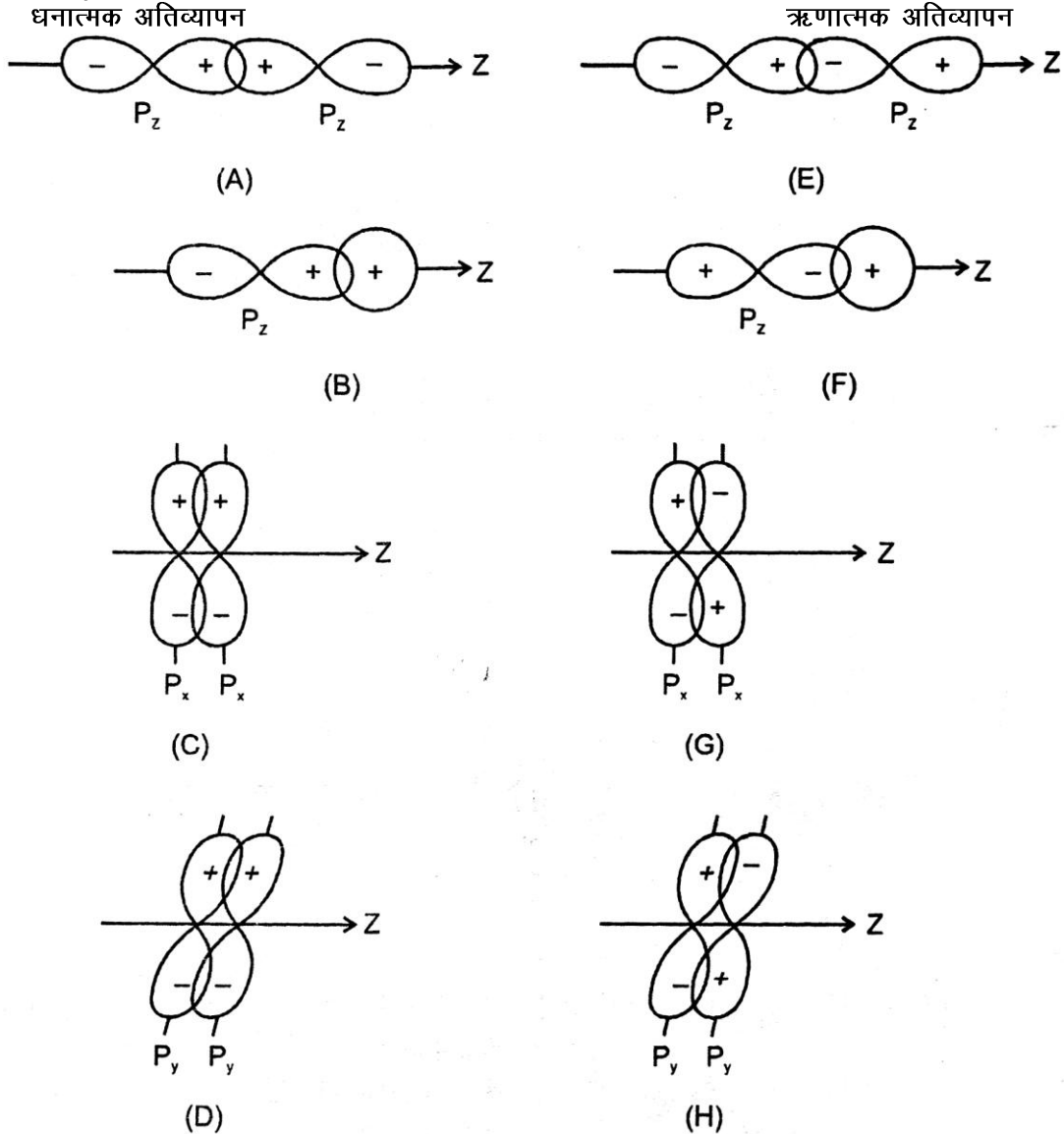
आबंधों के दिशात्मक गुणधर्म :

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

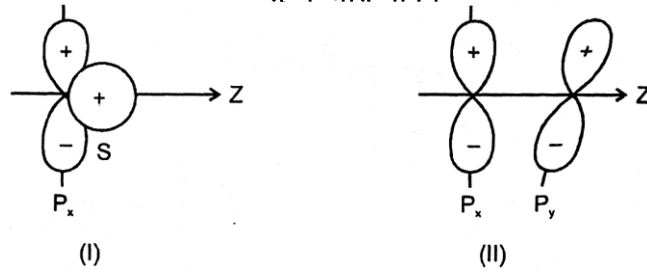
परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन :

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, जिनमें फलस्वरूप धनात्मक या ऋणात्मक या शून्य अतिव्यापन होता है।

सहसंयोजी आबंध 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। इसके अतिरिक्त CH_4, NH_3 तथा H_2O जैसे बहुपरमाणुक अणुओं की आकृतियों को संयोजकता आबंध सिद्धांत के आधार पर स्पष्ट करना आवश्यक है। हम जानते हैं कि CH_4, NH_3 , तथा H_2O अणुओं की आकृति क्रमशः चतुष्फलकीय, पिरामिडी तथा मुड़ी हुई होती होती है। अतः यह जानना रोचक होगा कि क्या इन ज्यामितिय आकृतियों को कक्षक-अतिव्यापन के आधार पर स्पष्ट किया जा सकता है।



शून्य अतिव्यापन



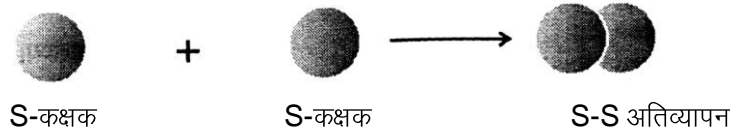
चित्र : s तथा p परमाणु कक्षकों के घनात्मक, ऋणात्मक तथा शून्य अतिव्यापन अतिव्यापन के प्रकार तथा सहसंयोजी आबंध की प्रकृति :

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

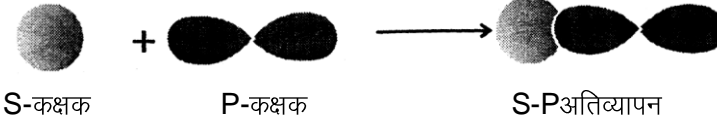
(i) सिग्मा (σ) आबंध तथा (ii) पाई (π) आबंध

(ii) **सिग्मा (σ) आबंध** : इस प्रकार का सहसंयोजी आबंध, कक्षकों के अंतर्नाभिकीय अक्ष पर सिरैवार (Head on) अतिव्यापन या अक्षीय (axial) अतिव्यापन के कारण बनता है। इस प्रकार का आबंध, परमाणवक कक्षकों के निम्नलिखित में से किसी एक प्रकार के संयोजन द्वारा प्राप्त किए जा सकते हैं -

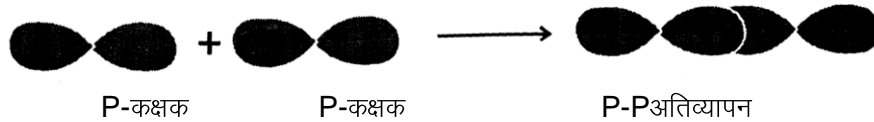
• **s-s अतिव्यापन** : इस प्रकार के संयोजन में दो अर्ध-भृत (Half Filled) s-कक्षक अंतर्नाभिकीय अक्ष पर अतिव्यापन करते हैं, जैसा नीचे दिखाया गया है -



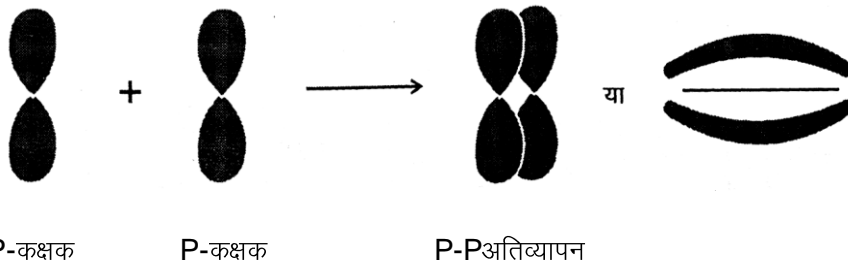
• **s-p अतिव्यापन** : इस प्रकार का अतिव्यापन एक परमाणु की अर्ध-भृत s-कक्षक तथा दूसरे परमाणु को अर्ध-भृत p-कक्षक के बीच होता है।



• **p-p अतिव्यापन** : इस प्रकार का अतिव्यापन दो परमाणुओं के अर्ध-भृत p-कक्षकों के बीच होता है।



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



सिग्मा तथा पाई आबंधों की प्रबलता :

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

संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धांत (VSEPR) :

लूइस अवधारणा अणुओं की आकृति की व्याख्या में असमर्थ है। अथा वी. एस. ई. पी. आर. सिद्धांत की व्याख्या में असमर्थ है। वी. एस. ई. पी. सिद्धांत सहसंयोजी आकृति को समझने के लिए एक सरल कार्यविधि उपलब्ध कराता है। यह विधि सर्वप्रथम सन् 1940 में सिजविक तथा पॉवेल (Sidgwick and Powell) ने परमाणुओं के संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अन्योन्य क्रियाओं के आधार पर प्रतिपादित की थी। इस विधि को नाइहोम तथा गिलेस्पी (Nyholm and

Gillespie) ने सन् 1957 में और अधिक विकसित तथा संशोधित किया।

वी. एस. ई. पी. आर. सिद्धांत की मूलभूत धारणाएँ हैं –

- अणु की आकृति, केन्द्रिय परमाणु के आसपास उपस्थित संयोजीकोष इलेक्ट्रॉन युग्मों (संयोजित अथवा असंयोजित) की संख्या पर निर्भर करती है।
- केन्द्रिय परमाणु के संयोजकता कोष में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्म एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं, क्योंकि उनके इलेक्ट्रॉन अभ्र (Electron Cloud) पर ऋणात्मक आवेश होता है।
- ये इलेक्ट्रॉन युग्म त्रिविम में उन स्थितियों में अवस्थित होने का प्रयत्न करते हैं, जिसके फलस्वरूप उनमें प्रतिकर्षण कम से कम हो। इस स्थिति में उनके मध्य अधिकतम दूरी होती है।
- संयोजकता-कोष को एक गोले के रूप में माना जाता है तथा इलेक्ट्रॉन युग्म गोलीय (Spherical) सतह पर एक दूसरे अधिकतम दूरी पर स्थित होते हैं।
- बहुआबंध को एक एकल इलेक्ट्रॉन युग्म के रूप में तथा इस बहुआबंध के दो या तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों को एकल सुपर समझा जाता है।
- यदि अणु को दो या अधिक अनुनाद संरचनाओं द्वारा दर्शाया जा सके, तो इस स्थिति में वी. एस. ई. पी. आर. मॉलल ऐसी प्रत्येक संरचना पर लागू होता है।

इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अन्योन्य क्रियाएँ निम्नलिखित क्रम में घटती हैं –

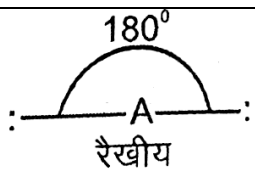
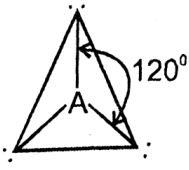
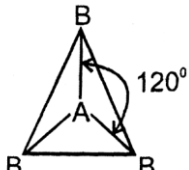
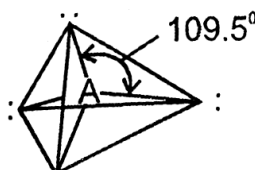
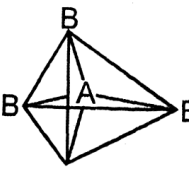
एकाकी युग्म (ℓp) - एकाकी युग्म (ℓp) > एकाकी युग्म (ℓp) - आबंधी युग्म (bp) > आबंधी युग्म (bp) - आबंधी युग्म (bp)

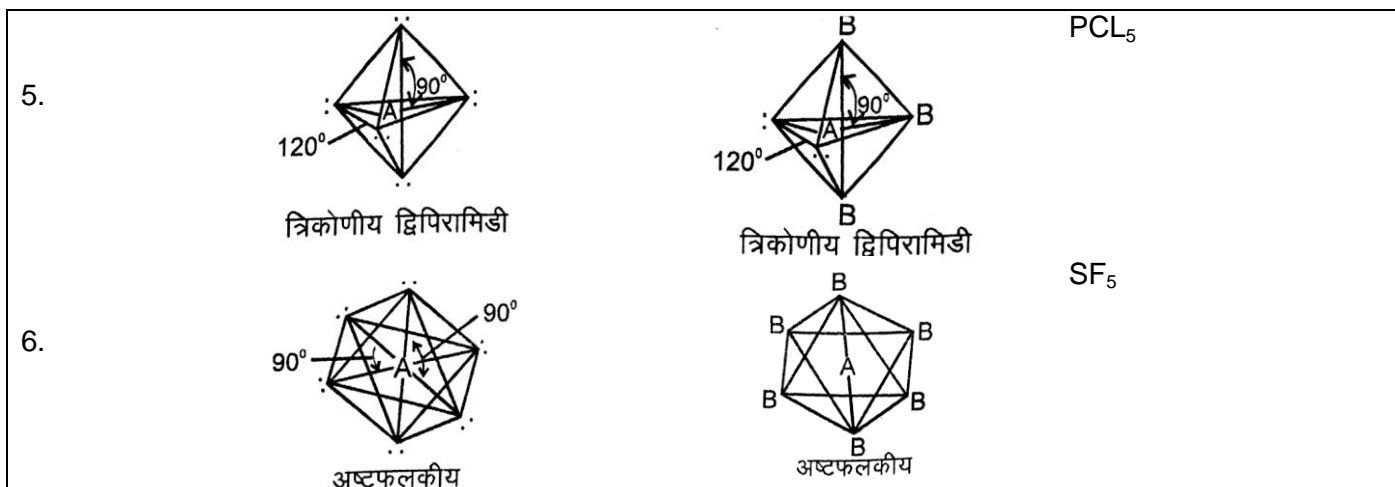
नाईहोम तथा गिलेस्पी (Nyholm and Gillespie) ने सन् 1957 में इलेक्ट्रॉनों के एकाकी युग्मों तथा आबंधी युग्मों के महत्वपूर्ण अंतरों की व्याख्या करते हुए वी. एस. पी. आर. (VSEPR) मॉडल में सुधार किया। एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म केन्द्रिय परमाणु पर स्थानगत (Localised) होते हैं, जबकि प्रत्येक आबंधी युग्म दो परमाणुओं के बीच सहभाजित होता है। अतः किसी अणु में आबंधी इलेक्ट्रॉन युग्म की अपेक्षा एकाकी युग्म अधिक प्रतिकर्षण होता है। इन प्रतिकर्षण प्रभावों के कारण अणु की संभावित आकृति में भिन्नता होती है तथा अणु के आबंध कोणों में भी अंतर आ जाता है।

(i) वे अणु, जिनके केन्द्रिय परमाणु पर कोई भी एकाकी युग्म उपस्थित नहीं होता है।

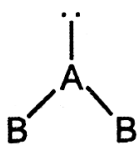
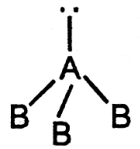
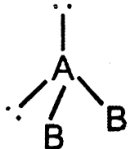
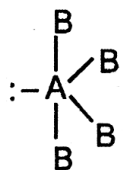
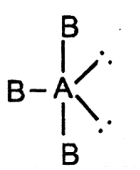
(ii) वे अणु, जिनके, केन्द्रिय परमाणु पर एक या एक से अधिक एकाकी युग्म उपस्थित होते हैं।

एकाकी युग्मरहित केन्द्रिय परमाणु युक्त अणुओं की ज्यामिति

इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या	इलेक्ट्रॉन युग्मों की व्यवस्था	आणविक ज्यामिति	उदाहरण
2.	 <p>180° रैखीय</p>	B – A – B रैखीय	BeCl ₂ , HgCl ₂
3.	 <p>120° त्रिकोणी समतली</p>	 <p>120° त्रिकोणी समतली</p>	BF ₃
4.	 <p>109.5° चतुष्फलकीय</p>	 <p>चतुष्फलकीय</p>	CH ₄ , NH ₄ ⁺



कुछ सरल अणुओं / आयनों की आकृतियाँ (ज्यामिति), जिनके केन्द्रिय परमाणु पर एक या एक से अधिक उकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म पड़स्थित है।

अणु के प्रकार	आबंधी युग्म की संख्या	एकाकी युग्मों की व्यवस्था	इलेक्ट्रॉन युग्मों की व्यवस्था	आकृति	उदाहरण
AB ₂ E	2	1		मुड़ी हुई	SO ₂ , O ₃
AB ₃ E	3	1		त्रिकोणीय पिरामिडि	NH ₃
AB ₂ E ₂	2	2		मुड़ी हुई	H ₂ O
AB ₄ E	4	1		ढेंकुली	SF ₄
AB ₃ E ₂	3	2		T- आकृति	ClF ₃

AB_5E	5	1		वर्ग – पिरामिडी	BrH_5
AB_4E_2	4	2		वर्ग समतली	XeF_4

आबंधी युग्म तथा एकाकी युग्म वाले कुछ अणुओं की आकृति

अणु के प्रकार	आबंधी युग्मों की संख्या	एकाकी युग्मों की संख्या	इलेक्ट्रॉनों की संख्या	आकृति	धारित आकृति की व्याख्या
AB_2E	4	1		मुड़ी हुई	सैद्धांतिक तौर पर इसकी आकृति त्रिकोणीय समतली होनी चाहिए, परंतु वास्तव में यह अणु मुड़ा हुआ अथवा V-आकृति का होता है। इसका कारण यह है कि एकाकी युग्म आबंधी युग्म के बीच प्रतिकर्षण, आबंधी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण युग्म आबंधी युग्म प्रतिकर्षण की अपेक्षा कहीं अधिक होता है। फलस्वरूप आबंध कोण का मान 120° से घटकर हो 119.5° जाता है।
AB_3E	3	1		त्रिकोणीय पिरामिडी	यदि एकाकी युग्म के स्थान पर आबंधी-युग्म होता, तो अणु की आकृति चतुष्फलकीय होती, परंतु यहाँ एक एकाकी युग्म उपस्थित है। इसलिए एकाकी युग्म-आबंधी युग्म के बीच प्रतिकर्षण के कारण (जो आबंधी युग्म-आबंधी युग्म की अपेक्षा) अधिक होता है। आबंधी युग्मों के बीच आबंध कोण 109.5° से घटकर 107° हो जाता है।
AB_2E_2	2	2		मुड़ी हुई	यदि सभी इलेक्ट्रॉन युग्म-आबंधी युग्म होते, तो अणु की आकृति चतुष्फलकीय होती, परंतु दो एकाकी युग्मों की उपस्थिति के कारण इसका आकार विकृत चतुष्फलकीय या कोणीय मुड़ा हुआ होता है। इसका कारण यह है कि एकाकी युग्म एकाकी युग्म प्रतिकर्षण आबंधी युग्म-आबंधी युग्म की अपेक्षा अधिक होता है। इस प्रकार, आबंध कोण 109.5° से घटकर 104.5° रह जाता है।
AB_4E	4	1	(A)	देकुली	आकृति (A) में युग्म अक्षीय स्थिति में है। इस कारण इस आकृति में 90° पर तीन एकाकी युग्म आबंधी युग्म प्रतिकर्षण होते हैं, परंतु ज्यामिति (B) में एकाकी युग्म विषुवतीय स्थिति में है और इस स्थिति में 90° पर केवल दो एकाकी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण होते हैं। इसलिए ज्यामिति (B) अधिक स्थायी है। (B) में दी गई आकृति को विभिन्न नाम दिए गए हैं, जैसे-विकृत चतुष्फलक वलित (folded) वर्ग अथवा देकुली।
AB_3E_2	3	2	(A)	T-आकृति	ज्यामिति (A) में एक एकाकी युग्म विषुवतीय स्थिति में उपस्थित है। इसलिए इस ज्यामिति में एकाकी युग्म आबंधी युग्म प्रतिकर्षण अन्य ज्यामितियों जिनमें एकाकी युग्म अक्षीय स्थिति में है की तुलना में कम होती है। इसलिए ज्यामिति (A) सबसे स्थायी है। अतः ClF_3 की संरचना T-आकृति की है।
			(B)		
			(C)		

- वी. एस. ई. पी. आर. मॉडल की सहायता से अनेक अणुओं, विशेष रूप से p-ब्लॉक के तत्वों द्वारा निर्मित यौगिकों की ज्यामितियों का पूर्वानुमान सही रूप से लगाया जा सकता है। यहां तक कि संभावित संरचनाओं में ऊर्जा का अंतर कम होने पर भी इसके द्वारा वास्तविक संरचना का पूर्वानुमान सफलतापूर्वक, लगाया जा सकता है।

संकरण :

पॉलिग के अनुसार परमाणु कक्षक संयोजन होकर समतुल्य कक्षकों का समूह बनाते हैं। इन कक्षकों को संकर कहते हैं। आबंध विरचन में परमाणु शुद्ध कक्षकों के स्थान पर संकरित कक्षकों का प्रयोग करते हैं। इस परिघटना को हम संकरण कहते हैं। 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। उदाहरण के लिए कार्बन का एक 2s कक्षक तथा तीन 2p कक्षक संकरण द्वारा चार नए sp^3 संकर कक्षक बनाते हैं।

संकरण के महत्वपूर्ण लक्षण – संकरण के मुख्य लक्षण इस प्रकार हैं –

1. संकर कक्षकों की संख्या संकरण की प्रक्रिया में भाग लेने वाले कक्षकों की संख्या के बराबर होती है।
2. संकर कक्षक सदैव समान ऊर्जा तथा आकार के होते हैं।
3. संकर कक्षक स्थायी आबंध बनाने में शुद्ध कक्षकों की अपेक्षा अधिक सक्षम होते हैं।
4. संकर कक्षक स्थायी व्यवस्था पाने के लिए त्रिविम में विषिष्ट दिशाओं में निर्देशित होते हैं। इसलिए संकरण का प्रकार अणु की ज्यामिति दर्शाता है।

संकरण की मुख्य परिस्थितियाँ

- (i) परमाणु के संयोजकता कक्ष के कक्षक संकरित होते हैं।
- (ii) संकरित होने वाले कक्षकों की ऊर्जा लगभग समान होनी चाहिए।
- (iii) संकरण के लिए इलेक्ट्रॉन का उत्तेजन आवश्यक नहीं है।
- (iv) यह आवश्यक नहीं है कि केवल अर्ध-भूत कक्षक ही संकरण भाग लें। कभी-कभी संयोजकता कक्ष के पूर्ण-भूत तथा खाली कक्षक भी संकरित हो सकते हैं।

एक अणु अथवा आयन में परमाणु के संकरण का निर्धारण करना :

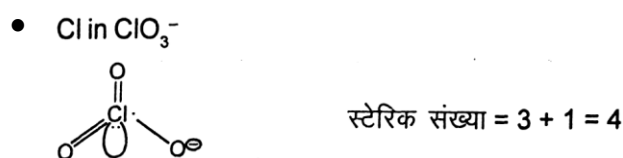
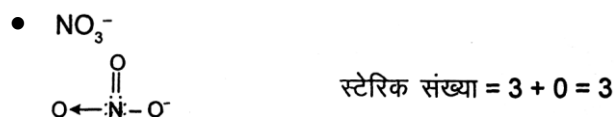
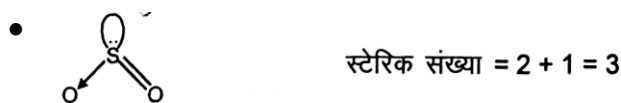
दिये गये अणु अथवा आयन में संकरण की अवस्था किस प्रकार ज्ञात करेंगे ?

☞ **स्टेरिक संख्या नियम (गिलैस्पी) :**

एक परमाणु की स्टेरिक संख्या = उस परमाणु के साथ बन्धित परमाणु की संख्या + उस परमाणु पर शेष एकाकी युग्मों की संख्या

नोट : यह नियम उस अणु/आयन पर लागू नहीं होता है जो विषम इलेक्ट्रॉन, (ClO_2, NO, NO_2) मुक्त मूलक, तथा यौगिक जैसे B_2H_6 जो कि त्रिकेंद्रित $2e^-$ बन्ध (केले जैसा बंध), रखते हैं।

उदाहरण :



स्टेरिक संख्या

संकरण के प्रकार

ज्यामिति

2

sp

रेखीय

3

sp^2

समतल त्रिकोणीय

4

sp^3

चतुष्फलकीय

5
6
7

$sp^3 d$
 $sp^3 d^2$
 $sp^3 d^3$

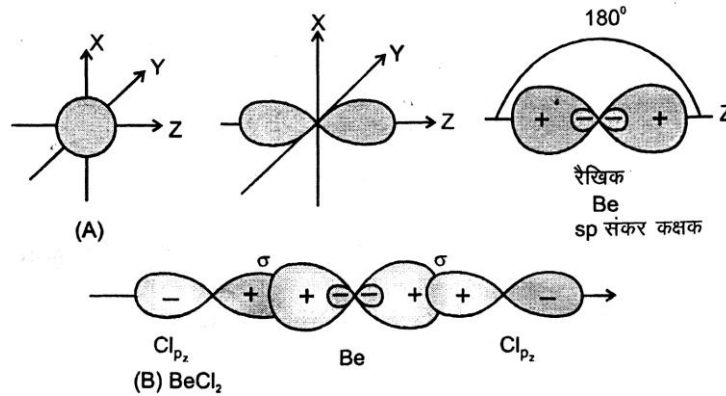
त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय
अष्टफलकीय
पंचभुजीय द्विपिरामिडीय

Sp संकरण : इस प्रकार के संकरण में एक **s** तथा एक **p** कक्षक संकरित होकर दो समान **sp** संकर कक्षकों का निर्माण करते हैं। **z**-अक्ष पर संकरण कक्षकों का पाने हेतु, **sp** संकरण के लिए **s** तथा **p_z** कक्षक उपयुक्त होते हैं। प्रत्येक **sp** संकर कक्षक में 50% **s**-लक्षण तथा 50% **p**-लक्षण होता है। यदि किसी अणु में केन्द्रिय परमाणु के संयोजकता कक्ष के कक्षक **sp** संकरित होते हैं तथा दो परमाणुओं से आबंध बनाते हे, तो अणु की रैखिक ज्यामिति होती है। इस प्रकार के संकरण को 'विकर्ण संकरण' भी कहते हैं।

Sp संकर कक्षकों के दो उभरे हुए धन लोब (पीला) तथा अत्यंत छोटे ऋण लोब विपरित दिशाओं में **z**-अक्ष की ओर दृष्ट होते हैं। इसके कारण प्रभावी अतिव्यापन होता है, जिसके फलस्वरूप प्रबलतर आबंध निर्मित होते हैं।

Sp संकरण वाले अणुओं के उदाहरण :

BeCl₂ : मूल अवस्था में **Be** का इलेक्ट्रॉनी विन्यास **1s² 2s²** होता है। उत्तेजित अवस्था में एक **2s**- इलेक्ट्रॉन रिक्त **2p** कक्षक में **Be** की द्विसंयोजकता के कारण प्रोन्नत (**Promote**) हा जाता है। एक **2s** कक्षक तथा एक **2p**- कक्षक संकरित होकर दो **sp** संकर कक्षक बनाते हैं। ये **180°** का कोण बनाते हैं। प्रत्येक **sp** संकर कक्षक क्लोरिन के **2p** कक्षक से अक्षीय अतिव्यापन द्वारा दो **Be-Cl** सिग्मा आबंध बनाते हैं। इसे चित्र में दर्शाया गया है।

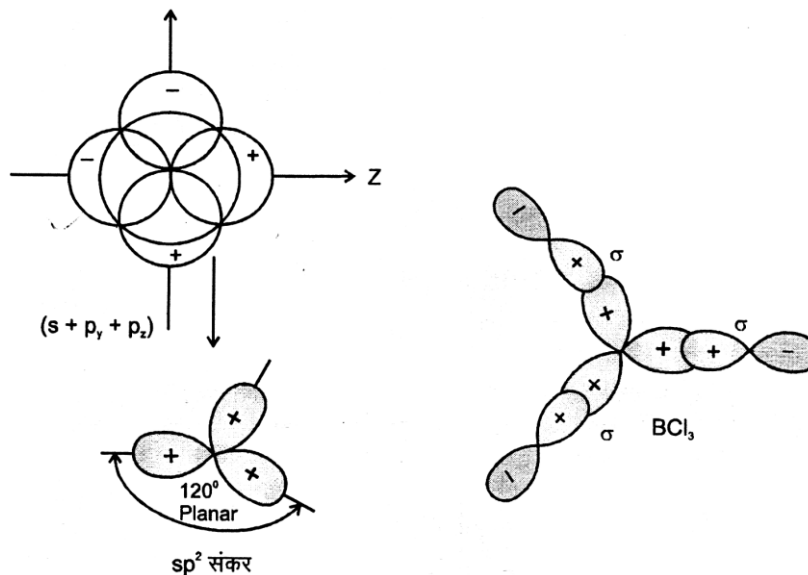


चित्र : : (A) s तथा p कक्षकों द्वारा **sp** संकर कक्षकों का निर्माण ; (B) **BeCl₂** रैखिक अणु विरचन

sp संकरण के उदाहरण :

- (a) $\text{—C}\equiv$ $\text{H-C}\equiv\text{N}$, $\text{H-C}\equiv\text{C-H}$
- (b) =C= O=C=O $\text{H}_2\text{C=C=CH}_2$
- (c) N_3^- (axide ion), BeF_2 , HgCl_2 , NO_2^+ (nitronium ino), N_2O

Sp² संकरण : संकरण के इस प्रकार में एक **s** कक्षक तथा दो **p** कक्षक संकरित होकर तीन समान **sp²** संकर कक्षकों का निर्माण करते हैं। उदाहरण के लिए – **BCl₃** के अणु में केन्द्रिय बोरॉन परमाणु की तलस्थ विन्यास **1s²2s²2p¹** होता है। उत्तेजित अवस्था में एक **2s** इलेक्ट्रॉन रिक्त **2p** कक्षक में प्रोन्नत हो जाता है, जिसके परिणामस्वरूप बोरॉन में तीन अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं। तीन (एक **2s** तथा दो **2p**) कक्षक संकरित होकर तीन **sp²** संकर कक्षक बनाते हैं। तीन संकर कक्षक त्रिकोणीय समतली व्यवस्था में होते हैं तथा क्लोरिन परमाणुओं के **2p** कक्षकों से अतिव्यापन द्वारा तीन **B-Cl** आबंध बनाते हैं। इसलिए **BCl₃** अणु की त्रिकोणीय समतली ज्यामिति होती है, जिसमें **Cl-B-Cl** आबंध कोण **120°** होता है।



चित्र : sp^2 संकर कक्षकों तथा BCl_3 अणु का निर्माण।

स्टेरिक संख्या = 3

ज्यामिति = त्रिकोणीय समतलीय

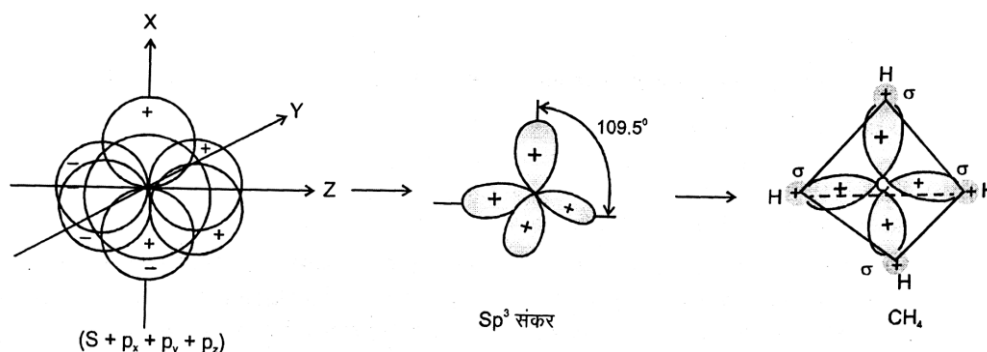
आदर्ष बंध कोण = 120°

उदाहरण :

प्रकार	AB_2	AB_2L
आकृति	त्रिकोणीय	V- आकृति (मुड़ी हुई)
उदाहरण	$C = \overset{+}{CH}_3, \overset{\cdot}{CH}_3$ $C_6H_6, CO_3^{2-}, CHO_3^-$ H_2CO_3 , ग्रेफाइट, BF_3 $B(OH)_3, SO_3, NO_3^-$ C_{60}	$-\ddot{C}-, SO_2, SnCl_2$ $NOCl, O_3, NO_2$ NO_2^-

जहाँ A= केन्द्रिय परमाणु, B=पार्श्व परमाणु, C=एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म

sp^3 संकरण : इस प्रकार के संकरण की व्याख्या CH_4 अणु के उदाहरण द्वारा की जा सकती है। इसमें सहसंयोजी कक्ष के एक s कक्षक तथा p कक्षकों के संकरण से चार sp^3 संकर कक्षक बनते हैं। ये कक्षक समान ऊर्जा तथा आकार के होते हैं। प्रत्येक sp^3 कक्षक में 25% s-लक्षण तथा 75% p-लक्षण होता है। sp^3 संकरण द्वारा प्राप्त चार sp^3 संकर कक्षक चतुष्फलक के चार कोनों की ओर होते हैं। जैसा चित्र में दर्शाया गया है, sp^3 संकर कक्षकों के बीच कोण का मान 109.5° होता है।



NH_3 तथा H_2O की संरचनाओं की व्याख्या भी sp^3 संकरण द्वारा की जा सकती है। NH_3 में नाइट्रोजन परमाणु का तलरूप अवस्था इलेक्ट्रॉनी विन्यास $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ होता है। sp^3 संकर कक्षकों में तीन sp^3 संकर कक्षकों में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होता है, जबकि चौथे sp^3 संकर में एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होता है। नाइट्रोजन के तीन sp^3 संकर कक्षक तीन हाइड्रोजन परमाणुओं के 1s कक्षकों के साथ अतिव्यापन द्वारा तीन N-H आबंध निर्मित करते हैं। हम जानते हैं कि एकाकी युग्म तथा आबंधी युग्म के बीच आबंधी युग्म की अपेक्षा प्रतिकर्षण आबंधी युग्म अधिक होता है। इसके परिणामस्वरूप NH_3 के अणु में आबंध कोण 109.5° से घटकर 107° हो जाता है। ऐसे अणु की ज्यामिति विकृत होकर पिरामिडी हो जाती है, जैसा चित्र में दर्शाया गया है। जल के अणु में ऑक्सीजन परमाणु के चार संयोजकता कक्ष, कक्षक (एक 2s तथा तीन 2p) sp^3 संकरण द्वारा चार Sp^3 संकर कक्षक बनाते हैं। इनमें से दो संकर कक्षकों में

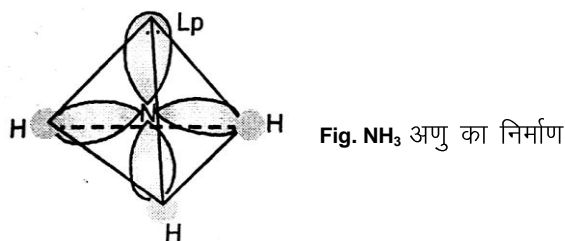


Fig. NH_3 अणु का निर्माण

एक-एक युग्म होता है। ये चार Sp^3 संकर कक्षक चतुष्फलकीय ज्यामिति प्राप्त करते हैं, जिसमें दो कोनों पर हाइड्रोजन परमाणु आबाधित होते हैं, तथा अन्य दो कोनों पर एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित होते हैं। इस अणु में आबंध कोण 109.5° से घटकर 104.5° हो जाता है तथा अणु V-आकृति अथवा कोणीय ज्यामिति ग्रहण करता है।

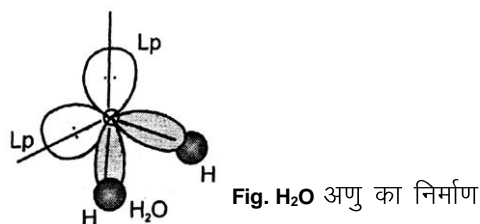


Fig. H_2O अणु का निर्माण

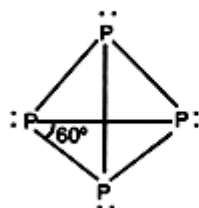
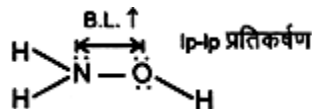
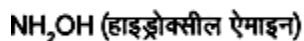
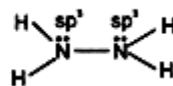
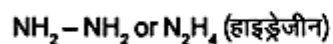
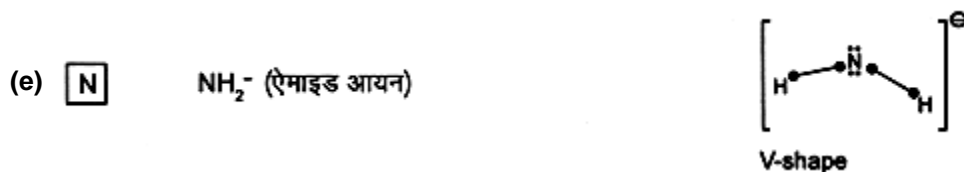
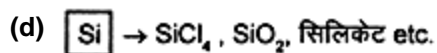
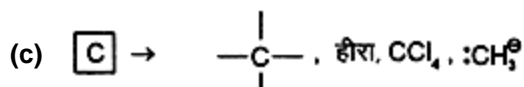
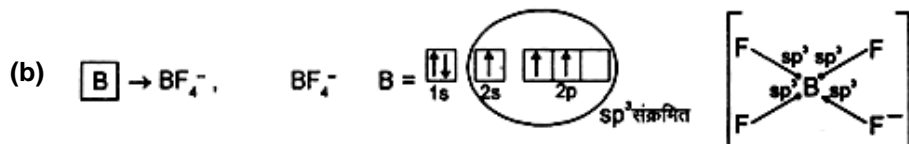
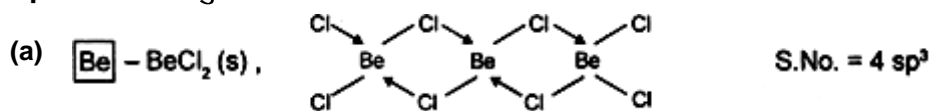
स्टेरिक संख्या = 4

ज्यामिती = चतुष्फलकीय

आदर्ष बंध कोण = $109^{\circ} 28'$

प्रकार	AB_4	AB_3L	AB_2L_2	ABL_3
आकृति	चतुष्फलकीय	पिरैमिडीय	V-आकृति अथवा मुड़ी हुई	रेखीय
उदाहरण	CH_4	NH_3	H_2O	^-OCl

Sp^3 संकरण के कुछ अन्य उदाहरण :



(चतुष्फलकीय के चारों किनारों पर P)

6-P-P bonds

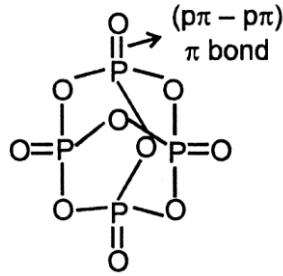
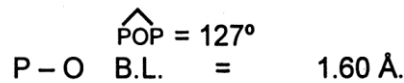
$\angle P-P-P = 60^{\circ}$

P_4 अणु विकृत अणु है, क्योंकि इसमें अन्ध कोण 60° है। अतः यह अस्थायी है।

P_4O_6

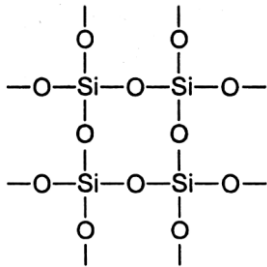


Note :

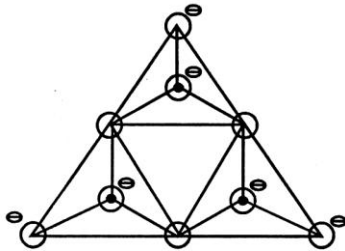


Note : इस अणु में दो तरह की P-O बन्ध लम्बाई है। चतुष्फलकीय के केन्द्रय P-O≅1.60 Å चतुष्फलकीय के बाहर P=O≅1.43 Å, P_4O_6 तथा P-P में कोई P_4O_{10} बन्ध नहीं होता।

○ SiO_2 हीरे की तरह सहसंयोजी जाल जैसा ठोस है



○ चकीय सिलिकेट की संरचना : $[\text{Si}_3\text{O}_9]^{6-}$
दो Si परमाणु के साथ बंधित ऑक्सीजन परमाणु ऋणात्मक आवेश नहीं रखता है।



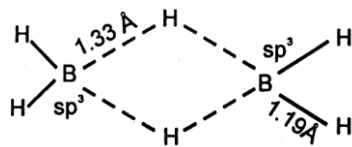
•=Si-सिलिकॉन ; O= ऑक्सीजन

नोट : यहाँ कोई ऑक्सीजन-ऑक्सीजन बन्ध नहीं है सभी सिलिकेट केवल Si=O बंध रखते हैं यहाँ तक Si-Si बंध भी नहीं रखते।

○ B_2H_6

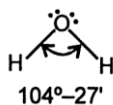
C_2H_6 अणु के C-C बंध के समान इस अणु में कोई B-B बंध नहीं पाया जाता है। इसलिए, B_2H_6 के अणु में किसी भी प्रकार के संरूपण की कोई सम्भावना नहीं है।

दोनों B परमाणु sp^3 संकरित अवस्था में है तथा प्रत्येक बोरॉन परमाणु में दो प्रकार के बोरॉन हाइड्रोजन बन्ध लम्बाईयों हैं।

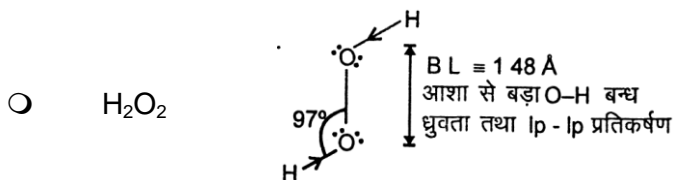


यह 3-केन्द्र $2-e^-$ बंध का उदाहरण है जो कि बनाना बंध (केले जैसा बंध) से जाना जाता है। ये सेतु हाइड्रोजन अणु के तल में नहीं है बल्कि एक तो ऊपर है तथा दूसरा तल के नीचे है।

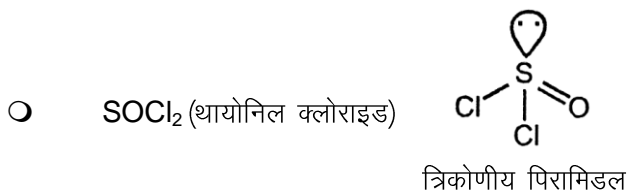
○ H_2O ,



मुड़ी हुई अथवा V आकृति



किताब जैसी संरचना (किताब के दो पेजों के बीच का कोण = 94°) दोनों O परमाणु के पास दो एकांकी युग्म हैं।



संकरण जिसमें **d**- कक्षक भाग लेता है।

भाग लेने वाले 'd' कक्षक का प्रकार

sp^3d	dz^2
sp^3d^2	dx^2-y^2 & dz^2
sp^3d^3	dxy, dyx, dyz
dsp^2	dx^2-y^2

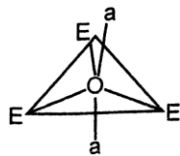
- **sp^3d संकरण**
त्रिविम संख्या = 5
अणु/आयन्स का प्रकार :

ज्यामिति = त्रिकोणीय द्विपिरामिडियल

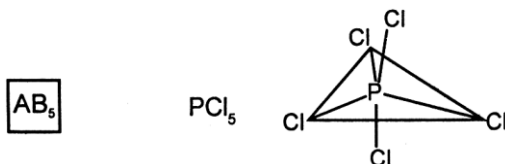
प्रकार	AB_5	AB_4L	AB_3L_2	AB_2L_3
आकृति	त्रिकोणीय द्विपिरामिडियल	सिसा	T-आकृति	रेखीय
उदाहरण	PCl_5, PBr_5, PF_5 etc.	SF_4, XeO_2F_2	$ClF_3, [XeF_3]^+$	$XeF_2, I_3^-, [ICl_2]^-$

sp^3d के सन्दर्भ में महत्वपूर्ण बिन्दु :

- (i) VSEPR सिद्धांत के अनुसार एकांकी युग्म भूमध्य स्थिती ग्रहण करते अक्षीय नहीं

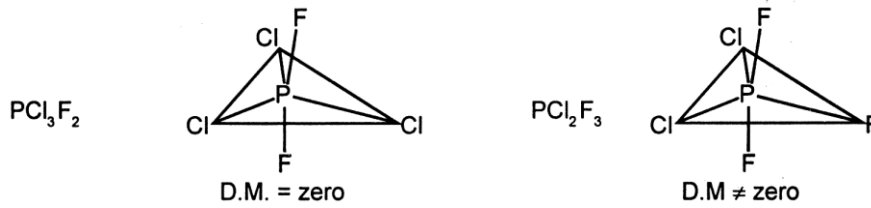
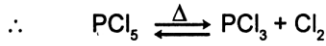


- (ii) अधिक विद्युतऋणीय परमाणु स्थिती ग्रहण करता है।
(iii) क्योंकि द्विबंध अधिक स्थान घेरता है अतः यह सदैव भूमध्य स्थिति ग्रहण करता है।

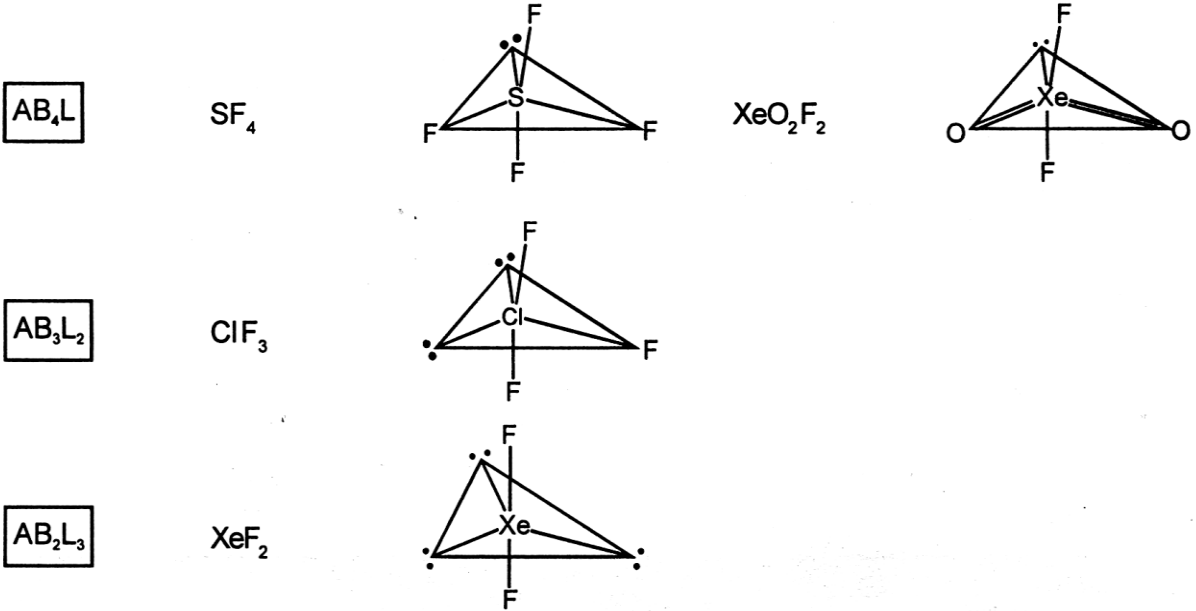


बंध कोण 120° तथा 90°

सभी P-Cl बंध लम्बाई समान नहीं होती है।
यहाँ अक्षीय बंध भूमध्य बंधों की तुलना में लम्बे तथा दुर्बल होते हैं।



○ PF₅ में अक्षीय तथा भूमध्य बंध समान होते हैं क्योंकि यह तीव्रता से एक-दूसरे परिवर्तित हो जाते हैं।



Sp³ d² संकरण

स्टेरिक संख्या = 6

ज्यामिति = अष्टफलकीय

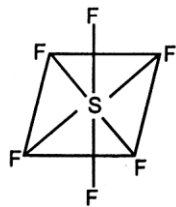
प्रकार	AB ₆	AB ₅ L	AB ₄ L ₂
आकृति	अष्टफलकीय	वर्गाकार विरामिडियल	वर्गाकार समतलीय
उदाहरण	SF ₆ , PF ₆ ⁻ , [SiF ₆] ²⁻ [AlF ₆] ³⁻ , [XeO ₆] ⁴⁻	BrF ₅ , IF ₅ XeOF ₄	ICl ₄ ⁻ XeF ₄

महत्वपूर्ण : क्योंकि अष्टफलकीय एक सममित संरचना है अतः

- (a) एक एंकाकी युग्म की स्थिति कहीं पर भी हो सकती है।
- (b) लेकिन यदि यहाँ दो एंकाकी युग्म (अधिकतम) हैं तो यह ट्रॉस (विपक्ष) स्थिती में ही होंगे।

AB₆

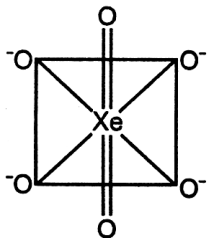
SF₆



बंध कोण = 90°

S की अधिकतम संयोजकता तथा अत्यधिक समूहता के कारण SF₆, SF₄ की तुलना में काफी कम सक्रिय (अक्रिय) होता है।

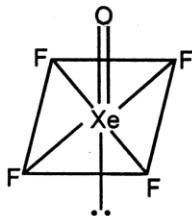
[XeO₆]⁴⁻



[XeO₆]⁴⁻ परजिनेट आयन है तथा H₄XeO₆ को परजेनिक अम्ल कहा जाता है लेकिन H₂[XeO₄] को जेनिक अम्ल कहते हैं।

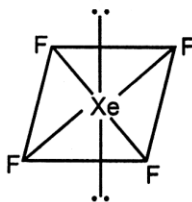
AB₅L

XeOF₄



AB₄L₂

XeF₄



Sp³ d³ संकरण

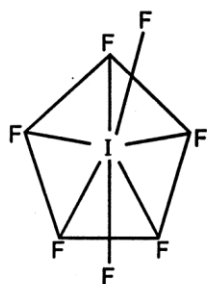
स्टेरिक संख्या = 7

ज्यामिति = पंचभुजीय द्विपिरामिडियल

प्रकार	AB ₇	AB ₆ L
आकृति	पंचभुजीय द्विपिरामिडियल	विकृत अष्टफलकीय
उदाहरण	IF ₇	XeF ₆

AB₇

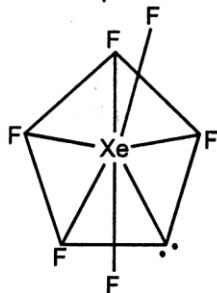
IF₇



बंध कोण = 72° & 90°

AB₆L

XeF₆ (g)



- XeF_6 (s) आयनिक ठोस के रूप में पाया जाता है जो कि $[\text{XeF}_6]^+$ तथा F^- आयन्स से बना हाता है। यह पाया गया है कि F^- दो XeF_5^+ आयन्य के मध्य सेतु (बीज) का निर्माण करता है।



आबंध-ध्रुव :

वास्तव में कोई भी आबंध का 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 $-\text{H}_2, \text{O}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2$ तथा F_2) 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 अध्रुवीय सहसंयोजी आबंध कहलाता है। इसके विपरीत HF जैसे विषम परमाणुक अणु में दो परमाणुओं के बीच संयोजित इलेक्ट्रॉन युग्म फ्लुओरीन की ओर विस्थापित हो जाता है, क्योंकि फ्लुओरीन की विद्युत ऋणात्मकता हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक होती है। इस प्रकार निर्मित H-F आबंध एक ध्रुवीय सहसंयोजक आबंध है। ध्रुवण के कारण ऐसे अणु में द्विध्रुव आघूर्ण (Dipole moment) उत्पन्न हो जाता है। द्विध्रुव 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 समीकरण द्वारा व्यक्त किया जाता है -

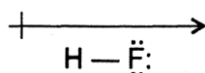
$$\text{द्विध्रुव आघूर्ण } (\mu) = \text{आवेश } (q) \times \text{आवेश पथक्करण की दुरी } (d)$$

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

- $1 \text{ D} = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ Cm}$, जहाँ C कूलॉम तथा m मीटर हैं।

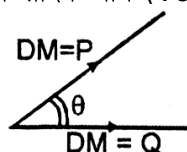
- $1 \text{ डिबाए (Debye)} = 1 \times 10^{-18} \text{ e.s.u. cm}$.

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



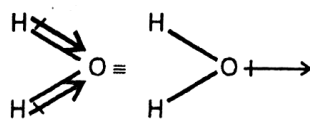
इलेक्ट्रॉन धनत्व में बदलाव को कौंस तीन (\rightarrow) द्वारा लूइस संरचना के ऊपर लिखा जाता है।

बहुपरमाणुक अणुओं में द्विध्रुव आघूर्ण केवल आबंधों के अपने द्विध्रुव, जिन्हें 'आबंध आघूर्ण' कहा जाता है, पर निर्भर नहीं करता, अपितु यह विभिन्न आबंधों की स्थानिक व्यवस्था पर भी निर्भर करता है। ऐसे में अणु के विभिन्न आबंधों के द्विध्रुव अणुके विभिन्न आबंधों के द्विध्रुव आघूर्णों का सदिष-योग (Vector-sum) होता है।



$$R = \sqrt{P^2 + Q^2 + 2PQ \cos \theta}, \text{ जहाँ R परणामी द्विध्रुव आघूर्ण है।}$$

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



आबंध द्विध्रुव परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण

कुल द्विध्रुव आघूर्ण, $\mu = 1.85 \text{ D}$

$$= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ Cm}$$

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

- निम्न यौगिकों का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता है :

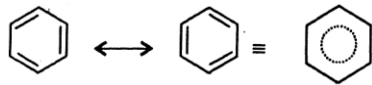


दोनों ही संरचनाओं में एक O—O एकल आबंध तथा एक O=O द्विआबंध उपस्थित हैं। O—O एकल तथा द्विआबंधों की सामान्य आबंध लंबाईयों क्रमशः 148 pm तथा 121 pm हैं। प्रयोग द्वारा हाता है कि O₂ अणु में दोनों O—O आबंधों की लंबाई एक समान 128 pm होती है। अतः O₃ अणु के अणु में ऑक्सीजन-ऑक्सीजन आबंध, एकल तथा द्विआबंधों का मध्यवर्ती हैं। अतः उपर्युक्त लूइस संरचनाओं I तथा II में से कोई भी एक संरचना O₃ अणु को निरूपित नहीं कर सकती।

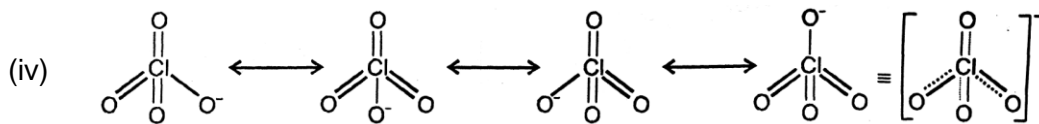
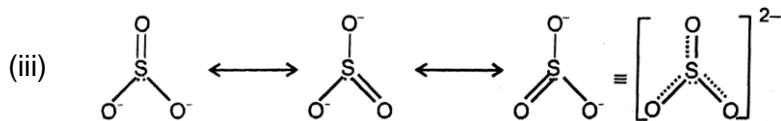
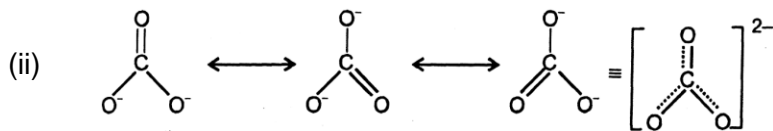
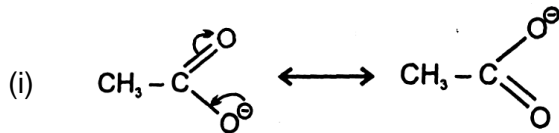
O₃ जैसे अणुओं की वास्तविक संरचना को स्पष्ट करने के लिए अनुनाद संकल्पना (Resonance Concept) को प्रस्ताविक किया गया। इस कल्पनाके अनुसार जब किसी अणु को केवल एक लूइस संरचना द्वारा निरूपित नहीं किया जा सकें, तो समान ऊर्जा, नाभिकों की समान स्थितियों तथा समान आबंधी एवं अनाबंधी इलेक्ट्रॉन युग्मों वाली कई संरचनाएँ विहित (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 O₃ की उपर्युक्त दो संरचनाएँ (I व II) उसकी विहित संरचनाएँ है तथा उनका संकरित रूप (संरचना II) उसकी वास्तविक संरचना को निरूपित करता है। अनुनाद को दो सिरों वाले तीर द्वारा दर्शाया जाता है।

परिभाषा : वह घटना जिसमें के किसी यौगिक के लिए दो या दो अधिक संरचनाएँ लिखा जा सकें, जब की उसमे परमाणु की स्थान समान है।

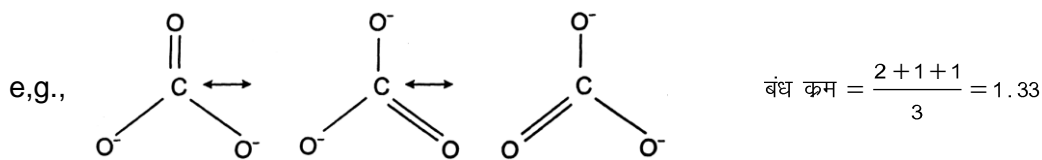
अनुनाद संकर : किसी अणु के लिए बिना किसी नियम के खारिज किये उससे बनने वाले सभी संरचनाएँ में उपस्थित वास्तविक संरचना का अनुनाद संकर कहते है।



उदाहरण :



○ आबंध कोटि = $\frac{\text{दो परमाणु के मध्य सभी संरचना में बनने वाले बन्ध की संख्या}}{\text{कुल अनुनाद संरचनाएँ की संख्या}}$



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

हाइड्रोजन बन्ध :

नाइट्रोजन, ऑक्सीजन आसैर फ्लोरिन अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व होते हैं। जब यह हाइड्रोजन के अणु के साा सहसंयोजी बन्ध से बन्ध से बने होते हैं, तो सहसंयोजी बन्ध के इलेक्ट्रॉन अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व की तरफ खिसक जाते हैं। यह आंशिक आवेपित हाइड्रोजन परमाणु दूसरे विद्युत ऋणात्मक परमाणु से बन्ध बना लेते हैं। इस बन्ध को हाइड्रोजन बन्ध कहते हैं। और यह सहसंयोजी बन्ध से कमजोर बन्ध होता है। उदाहरण HF अणु में, हाइड्रोजन अन्ध एक अणु के H - परमाणु तथा दूसरे अणु के F - परमाणु के मध्य बनता है।



यहाँ, हाइड्रोजन बन्ध योजक के रूप में एक परमाणु को सहसंयोजक बन्ध तथा हाइड्रोजन बन्ध से जोड़ता है। हाइड्रोजन बन्ध को (---) रेखा से दिखाते हैं तथा सहसंयोजी बन्ध को (____)रेखा में दिखाते हैं। अतः वह आकर्षण बल जो एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु को दूसरे अणु के विद्युत ऋणात्मक (F, O या N) परमाणु को जोड़ते हैं, उसे हाइड्रोजन बन्ध कहते हैं। हाइड्रोजन बन्ध तब बनता है जब आंशिक अम्लीय हाइड्रोजन किसी विद्युत ऋणात्मकता परमाणु से कमजोर बल से बंधा होता है।

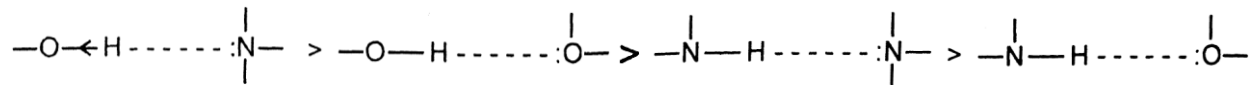
H- बन्ध के लिए आवश्यक परिस्थितियाँ :

- अणु के पास अधिक विद्युत ऋणी परमाणु (F, O, N) होने चाहिए जो H-परमाणु से बंधित हों।
- विद्युत ऋणी परमाणु का आकार छोटा होना चाहिए।
- विद्युत ऋणी परमाणु पर एक एकाकी युग्म उपस्थित होने चाहिए।

H-बन्ध की प्रवृत्ति :

H-बन्ध की क्षमता सामान्यतः कम होती है (5-10 kJ/mol) परन्तु कुछ जगह इसकी मान 50 kJ/mol से भी अधिक होता है। अधिक क्षमता का बन्ध F-परमाणु के साथ बनता है। ड्यूटेरियम (D) की विद्युत ऋणात्मकता हाइड्रोजन (H) से अधिक होती है अतः यह मजबूत बन्ध होता है।

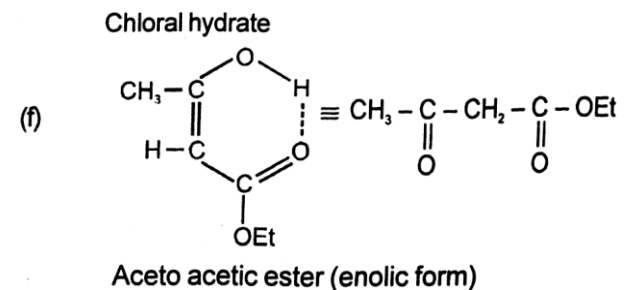
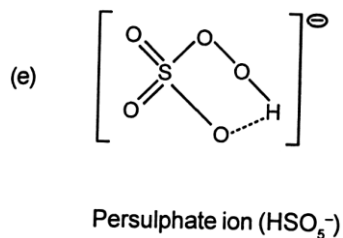
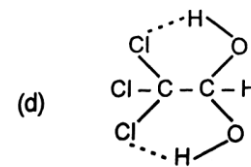
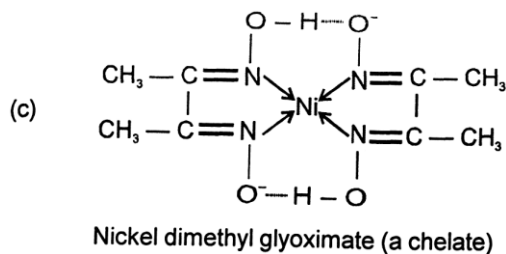
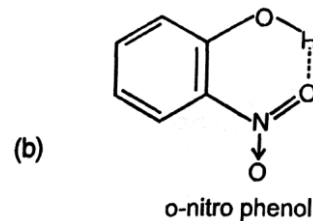
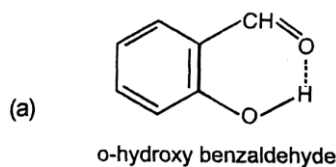
- H-बन्ध क्षमता का क्रम



H-बन्ध के प्रकार

(A) अंतरा-अणुक हाइड्रोजन आबन्ध :

इस तरह का हाइड्रोजन बन्ध एक ही अणु में उपस्थित धूर्वीय हाइड्रोजन तथा विद्युत ऋणात्मक के मध्य बनता है।



- (v) आबंधन आण्विक कक्षक की ऊर्जा कम होती है। अतः उसका स्थायित्व संगत प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक से अधिक होता है।
- (vi) जिस प्रकार किसी परमाणु के नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन प्रायिकता वितरण परमाणु कक्षक द्वारा दिया जाता है, उसी प्रकार किसी अणु में नाभिकों के समूह के चारों ओर इलेक्ट्रॉन प्रायिकता वितरण आण्विक कक्षक द्वारा दिया जाता है।
- (vii) परमाणु कक्षकों की भांति आण्विक कक्षकों को भी पाउली सिद्धांत तथा हुंड के नियम का पालन करते हुए ऑफबाऊ नियम के अनुसार भरा जाता है।

आण्विक कक्षकों का निर्माण : परमाणु कक्षकों का रैखीय संयोग (LCAO) :

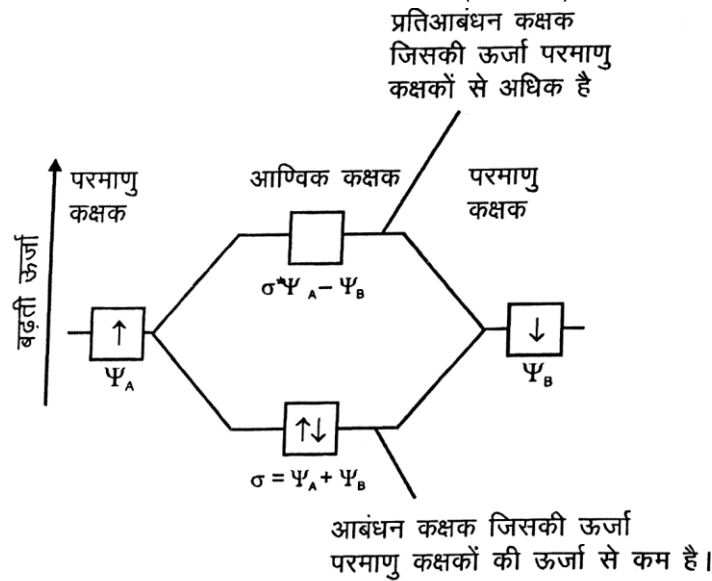
हम एक समनाभिकीय द्वि-परमाणुक अणु, H_2 पर इस विधि का अनुप्रयोग करें। मान लें कि हाइड्रोजन अणु दो हाइड्रोजन परमाणुओं **A** तथा **B** से बना है। दोनों परमाणु एक समान ही हैं, केवल सुविधा के लिए उन्हें **A** तथा **B** से चिह्नित किया गया है। प्रत्येक हाइड्रोजन परमाणु की मूल अवस्था में उसके $1s$ कक्षक में एक इलेक्ट्रॉन होता है। इन परमाणु कक्षकों को हम तरंग फलनों ψ_A तथा ψ_B द्वारा पदरिषित कर सकते हैं। गणितीय रूप से आण्विक कक्षकों को परमाणु कक्षकों के रैखिक संयोग व्यक्तिगत परमाणु कक्षकों के तरंग फलनों ψ_A तथा ψ_B के योग या अंतर द्वारा किया जाता है, जैसा नीचे दर्शाया गया है।

$$\psi_{MO} = \psi_B$$

इस प्रकार दो आण्विक कक्षक σ तथा σ^* प्राप्त होते हैं।

$$\sigma = \psi_A + \psi_B \quad , \quad \sigma^* = \psi_A - \psi_B$$

परमाणु कक्षकों के योग से बनने वाले आण्विक कक्षक σ को आबंधन आण्विक कक्षक तथा परमाणु कक्षकों के अंतर से बनने वाले आण्विक कक्षक σ^* , को प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक कहते हैं (चित्र 4.19)



चित्र : दो परमाणु क्रमशः **A** तथा **B** पर केन्द्रित परमाणु कक्षकों ψ_A तथा ψ_B के रैखिक संयोग से आबंधन (σ) तथा प्रतिआबंधन (σ^*) आण्विक कक्षकों का निर्माण।

गुणात्मक तौर पर आण्विक कक्षकों को बनाना संयोग करने वाले परमाणुओं के इलेक्ट्रॉन तरंगों के रचनात्मक (**constructive**) तथा विनाशी (**destructive**) व्यतिकरण (**Interference**) के रूप में समझा जा सकता है। आबंधन कक्षक के निर्माण में आबंध परमाणुओं की दो इलेक्ट्रॉन तरंगें एक दूसरे को प्रबलित करती हैं, अर्थात् इनमें रचनात्मक व्यतिकरण होता है। दूसरी ओर प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक के निर्माण में ये इलेक्ट्रॉन तरंगें एक-दूसरे को निरस्त करती हैं, अर्थात् इनमें विनाशी व्यतिकरण होता है। इनके परिणामस्वरूप आबंधन आण्विक कक्षक में अधिकांश इलेक्ट्रॉन घनत्व आबंधित परमाणुओं के बीच अवस्थित होता है। नाभिकों के बीच प्रतिकर्षण बहुत कम होता है, जबकि प्रतिआबंधी आण्विक कक्षक में अधिकांश इलेक्ट्रॉन घनत्व दोनों नाभिकों के मध्य एक निस्पंद तल (**Nodal Plane**) होता है, जहाँ पर इलेक्ट्रॉन घनत्व शून्य होता है। अतः नाभिकों के बीच उच्च प्रतिकर्षण होता है। आबंधी आण्विक कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन नाभिकों को परस्पर बांधे रखने की प्रवृत्ति रखते हैं। अतः ये अणु को स्थायित्व प्रदान करते हैं। इस प्रकार एक आबंधन आण्विक कक्षक उन परमाणु कक्षकों से सदैव कम ऊर्जा रखता है, जिनके संयोग से वह बनता है। इसके विपरीत प्रतिआबंधन आण्विक कक्षक में इलेक्ट्रॉन अणु को अस्थायी कर देते हैं। इलेक्ट्रॉनों एवं नाभिकों के बीच आकर्षण इस कक्षक में इलेक्ट्रॉनों के बीच परस्पर प्रतिकर्षण से कम होता है और इससे ऊर्जा में सकल वृद्धि होती है।

यहाँ ध्यान देने योग्य बात यह है कि प्रतिआबंधन कक्षक की ऊर्जा संयोग करने वाले परमाणु कक्षकों की ऊर्जा से उतीन मात्रा में अधिक हो जाती है, जितनी मात्रा में आबंधन आण्विक कक्षक की ऊर्जा कम होती है। इस प्रकार दोनों आण्विक कक्षकों की कुल ऊर्जा वही रही है, जा दो मूल परमाणु-कक्षकों की होती है।

परमाणु कक्षकों के संयोग की शर्तें :

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

1. **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 परंतु 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।
2. 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 महत्वपूर्ण है कि समान या लगभग समान ऊर्जा वाले परमाणु कक्षक केवल तभी संयोग करेंगे, जब उनकी सममिति समान है, अन्यथा: नहीं। उदाहरणार्थ $-2p_z$ परमाणु-कक्षक दूसरे परमाणु के $2p_z$ कक्षक से संयोग करेगा, परंतु $2p_x$ या $2p_y$ कक्षकों से नहीं, क्योंकि उनकी सममितियाँ समान नहीं हैं।
3. 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।

आण्विक कक्षकों के प्रकार

द्वि-परमाणुक अणुओं के आण्विक कक्षकों को σ (सिग्मा), π (पाई), δ (डेल्टा) आदि द्वारा नामित किया जाता है। इस नामकरण में सिग्मा आण्विक कक्षक आबंध अक्ष के परितः सममित होते हैं, जबकि π आण्विक कक्षक सममित नहीं होते। उदाहरण के लिए—दो नाभिकों पर केन्द्रित 1s कक्षकों का रैखिक संयोग दो आण्विक कक्षकों को उत्पन्न करता है। जो आबंध अक्ष के परितः सममित होते हैं। σ_{1s} तथा σ_{1s}^* आण्विक कक्षक कहते हैं [चित्र 4.20 (अ)] यदि अंतरनाभिकीय अक्ष को z-दिशा में लिया में लिया जाए, तो यह देखा जा सकता है कि दो परमाणुओं के $2p_z$ कक्षकों के रैखिक संयोग से भी दो सिग्मा आण्विक कक्षक उत्पन्न होंगे। इन्हें $\sigma 2p_z$ तथा $\sigma^* 2p_z$ से निरूपित करते हैं [चित्र 4.20 (ख)]

$2p_x$ तथा $2p_y$ कक्षकों के अतिव्यापन से मिलने वाले आण्विक कक्षक आबंध अक्ष के परितः सममित नहीं होते हैं। ऐसा को π और π^* द्वारा चिह्नित करते हैं [चित्र 4.20 (ग)] आबंधन आण्विक कक्षक में अंतरनाभिक अक्ष के ऊपर एवं नीचे अधिकतम इलेक्ट्रॉन घनत्व रहता है, परंतु प्रतिबंधन आण्विक कक्षक π^* में नाभिकों के मध्य एक नोड होता है।

आण्विक कक्षक के ऊर्जा स्तर आरेख :

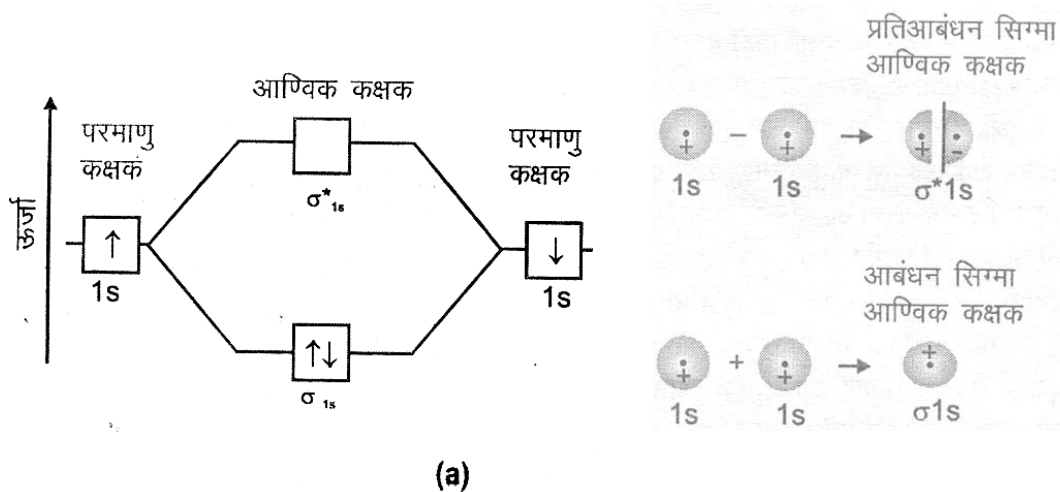
स्पेक्ट्रोस्कोपिक मान की सहायता से समनाभिकय द्वि परमाणु व अणु व आण्विक कक्षकों के ऊर्जा स्तर को आरेख किया जा सकता है। द्वितीय आवर्त के तत्त्वों के समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं (O_2, F_2) के आण्विक कक्षकों की ऊर्जा का बढ़ता क्रम इस प्रकार है –

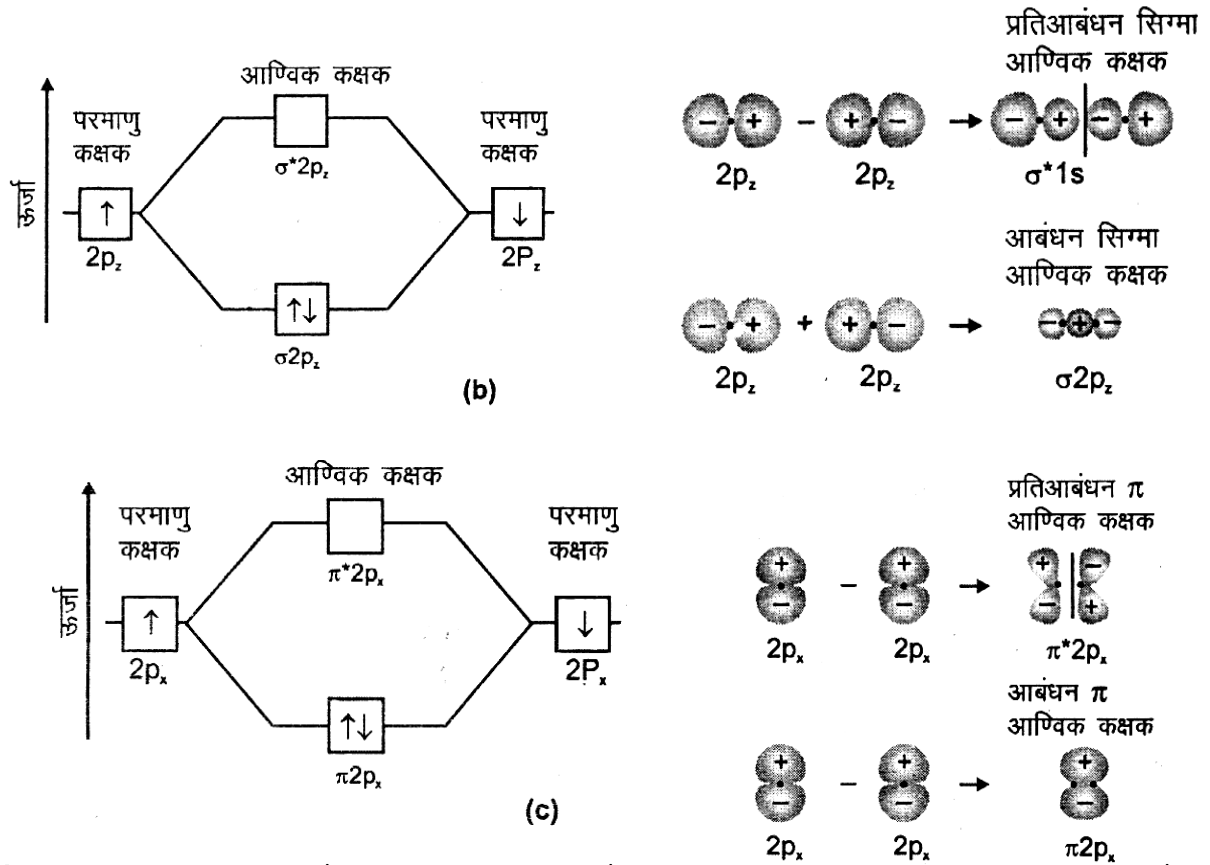
$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \sigma 2p_z < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < \sigma^* 2p_z < \pi^* 2p_x = \pi^* 2p_z$$

द्वितीय आवर्त के शेष अणुओं (जैसे— $Li_2, Be_2, B_2, C_2, N_2$) के द्विपरमाणुक अणुओं के लिए आण्विक कक्षकों की ऊर्जा का क्रम ऊपर दिए गए क्रम से भिन्न होता है। उदाहरण के लिए – B_2, C_2, N_2 आदि द्विपरमाणुक अणुओं के आण्विक कक्षकों का प्रयोगिक तौर पर निर्धारित ऊर्जा-क्रम इस प्रकार है –

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

आण्विक कक्षकों की ऊर्जा के क्रमों में महत्वपूर्ण अंतर यह है कि $\sigma 2p_z$ कक्षक की ऊर्जा $\pi 2p_x$ तथा $\pi 2p_y$ आण्विक कक्षकों से अधिक होती है।





चित्र : (A) 1s परमाणु कक्षकों (B) 2p_z परमाणु कक्षकों तथा (C) 2p_x परमाणु कक्षकों के संयोग से बने आबंधन एवं प्रतिआबंधन आण्विक कक्षकों की रूपरेखा तथा उनकी ऊर्जाएँ।

इलेक्ट्रॉनी विन्यास तथा आण्विक व्यवहार

विभिन्न आण्विक कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण 'इलेक्ट्रॉनिक विन्यास' कहलाता है। इलेक्ट्रॉनों को कक्षकों की ऊर्जा के बढ़ते हुए क्रम में भरा जाता है।

अणु के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से अणु के बारे में महत्वपूर्ण सूचना प्राप्त हो सकती है, जैसा आगे विवेचित है। अणुओं का स्थायित्व: यदि आबंधी आण्विक कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या N_b तथा प्रतिआबंधन कक्षकों में संख्या N_a हो, तो

(i) अणु स्थायी होगा, यदि $N_b > N_a$, हो

(ii) अणु अस्थायी होगा, यदि $N_b < N_a$ हो

(i) में आबंधन इलेक्ट्रॉनों की संख्या अधिक होने के कारण आबंधी प्रभाव प्रबलतम होती है, जिससे एक स्थायी अणु प्राप्त होती है। दूसरी ओर

(ii) में प्रति-आबंधन प्रभाव प्रबल होता है, जिसके परिणामस्वरूप अणु अस्थायी होता है।

N_b —number of e⁻ in bonding molecular orbitals and N_a —number of e⁻ in antibonding MO's.

आबंध कोटि (BOND ORDER)

आबंध कोटि को आबंधी आण्विक कक्षकों एवं प्रति-आबंधन आण्विक कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या के अंतर के आधे के रूप में परिभाषित किया जाता है -

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

आबंधन कोटि किसी अणु में उपस्थित सहसंयोजी आबंधों की संख्या बताती है। यदि $N_b > N_a$ हो तो आबंधन कोटि धनात्मक होगी तथा अणु स्थायी होगा और यदि आबंधन कोटि ऋणात्मक ($N_b < N_a$) या शून्य ($N_b = N_a$) हो, तो अणु अस्थायी होगा।

आबंध की प्रकृति

जैसा बताया गया है, आबंध-कोटि किसी अणु में उपस्थित सहसंयोजी आबंधों की संख्या बताती है। उदाहरणार्थ है। उदाहरणार्थ-यदि आबंध कोटि 1, 2, या 3 हो तो उसमें क्रमशः एकल, द्वि अथवा त्रि आबंध होंगे।

आबंधन-लंबाई

सामान्यतः किसी अणु में दो परमाणुओं के बीच आबंध कोटि आबंध लंबाई एक एक सन्निकट माप होता है। आबंधन लंबाई-कोटि के व्युत्क्रमानुपाती होती है। जैसे-जैसे आबंध कोटि बढ़ती है, वैसे-वैसे आबंध घटती जाती है।

चुंबकीय स्वभाव

यदि किसी अणु के सभी आण्विक कक्षक द्वि-पूरित युग्मित हो, तो पदार्थ प्रतिचुंबकीय (**diamagnetic**) होता है। ऐसे अणु चुंबकीय क्षेत्र में प्रतिकर्षित होते हैं, परंतु यदि किसी अणु के एक या अधिक आण्विक कक्षकों में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन हो, तो वह अणु अनुचुंबकीय (**Paramagnetic**) होता है। ऐसे अणु चुंबकीय क्षेत्र में आकर्षित होते हैं।

समनाभिक्रिय द्विपरमाणुक अणुओं में आबंधन

इस खंड में हम कुछ समनाभिक्रिय अणुओं में आबंधन की चर्चा करेंगे।

1. हाइड्रोजन अणु (H_2) :

यह हाइड्रोजन के दो परमाणुओं के संयोजन से बनता है। प्रत्येक हाइड्रोजन के $1s$ कक्षक में एक इलेक्ट्रॉन होता है। अतः हाइड्रोजन के अणु में कल दो इलेक्ट्रॉन होंगे, जो $\sigma 1s$ आण्विक कक्षक में उपस्थित होंगे। हाइड्रोजन अणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा $H_2 : (\sigma 2s)^2$

हाइड्रोजन अणु की आबंध कोटि को इस प्रकार परिकलित किया जा सकता है।

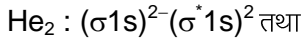
$$\text{आबंधन कोटि} = \frac{N_b - N_a}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

इसका अर्थ यह है कि हाइड्रोजन अणु में हाइड्रोजन के दो परमाणु एक-दूसरे से एकल संहसयोजी आबंध द्वारा आबधित होते हैं। हाइड्रोजन अणु की वियोजन ऊर्जा 438 KJ mol^{-1} पाई गई है तथा आबंधन लंबाई का प्रायोगिक मान 74 pm है। चूँकि हाइड्रोजन अणु में कोई अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं है, इसलिए यह प्रतिचुंबकीय है।

2. हीलियम अणु (He_2) :

हीलियम परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2$ है। प्रत्येक हीलियम परमाणु में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं, अर्थात् He_2 अणु में कुल चार इलेक्ट्रॉन होंगे।

ये इलेक्ट्रॉन $\sigma 1s$ तथा $\sigma^* 1s$ आण्विक कक्षकों में भरे जाएँगे तथा He_2 का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा।

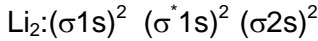


$$He_2 \text{ की आबंधन कोटि } \frac{1}{2} (2 - 2) = 0$$

चूँकि He_2 के लिए आबंध कोटि शून्य है, अतः यह अणु अस्थायी होगा तथा इसका अस्तित्व नहीं होगा! ठसी प्रकार यह दर्शाया जा सकता है कि Be_2 अणु $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ भी नहीं बनेगा।

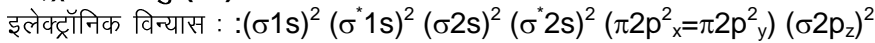
3. लीथियम अणु (Li_2) :

लीथियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^1$ है। लीथियम के प्रत्येक परमाणु में तीन इलेक्ट्रॉनिक होंगे। इसलिए Li_2 अणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा –



इस विन्यास को $KK (\sigma 2s)^2$ द्वारा भी प्रदर्शित किया जाता है, जहाँ KK , पूर्ण K कोष रचना $((\sigma 1s)^2)$ बंधन कम $= \frac{1}{2} (4 - 2) = 1$ इसका मतलब लीथियम अणु स्थायी होता है अर्थात् इसमें कोई भी अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होता इसलिये यह प्रतिचुंबकीय होता है।

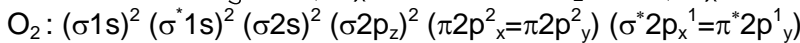
4. नाइट्रोजन अणु (N_2) :



$$\text{B.O. of } N_2 = \frac{1}{2} (10 - 4) = 3. \text{ एक सिग्मा तथा दो पाई बंध।}$$

5. ऑक्सीजन अणु (O_2) :

सभी ऑक्सीजन परमाणु में 8 इलेक्ट्रॉन होते हैं अर्थात् O_2 में 16 इलेक्ट्रॉन होंगे। अतः इलेक्ट्रॉन का विन्यास।



$$\text{बंध कम} = \frac{1}{2} [N_b - N_a] = \frac{1}{2} [10 - 6] = 2$$

अतः O_2 अणु अनुचुंबकीय होना चाहिये, इसके लिये प्रायोगिक निरीक्षण लिये गये।

○

अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या

बंध कम

बंध दूरी

	O_2^{2-}	O_2^-	O_2	O_2^+	O_2^{2+}
अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या	0	1	2	1	0
बंध कम	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0

बंध दूरी घटते क्रम में

HOMO : Highest Occupied Molecular Orbital.

LUMO : Lowest Unoccupied Molecular Orbital

अन्तराण्विक बल (वान्डर वाला बल) :

अन्तराण्विक आकर्षण दो या दो से अधिक अणुओं को एक साथ होता है। ये दुर्बल रासायनिक बल होते हैं तथा निम्न प्रकार के हो सकते हैं।

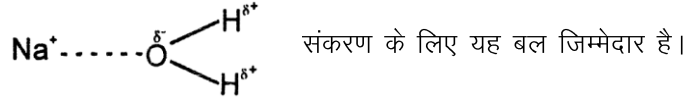
- (a) आयन-द्विध्रुव आकर्षण
- (b) द्विध्रुव-द्विध्रुव आकर्षण
- (c) द्विध्रुव-प्रेरित (induced) द्विध्रुव आकर्षण
- (d) द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण
- (e) प्रेरित द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव (डिसप्रेसन बल या लन्दन बल)

वान्डर वाल बलों का सामर्थ्य $(a > b > c > d > e)$

(a) आयन-द्विध्रुव आकर्षण (Ion-dipole attraction) :

आयन तथा ध्रुवीय अणु के मध्य अस्तित्व होता है तथा इनका सामर्थ्य

(i) आयन के आकार (ii) आयन के आवेश तथा (iii) ध्रुवीय अणु के द्विध्रुव आघूर्ण पर निर्भर करता है।



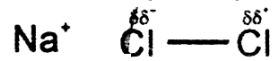
(b) द्विध्रुव-द्विध्रुव आकर्षण :

परमेगनेट द्विध्रुव के सिरो के विपरीत आवेश के मध्य स्थिरवैद्युतिक आकर्षण, ध्रुवीय अणुओं के मध्य अस्तित्व होता है तथा इस बल के कारण गैस की द्रविकृत होती है।



(c) आयन-प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण :

आयन तथा अध्रुवीय अणुओं के मध्य अस्तित्व होता है।



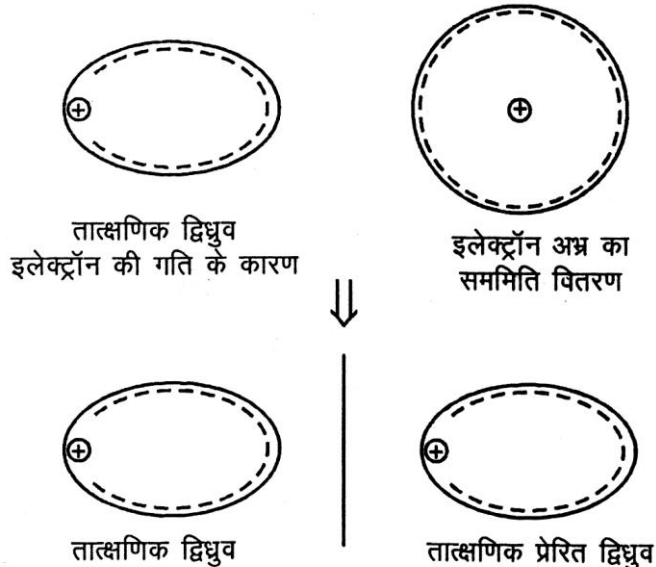
(d) द्विध्रुव प्रेरित द्विध्रुव आघूर्ण :

ध्रुवीय तथा अध्रुवीय अणुओं के मध्य अस्तित्व होता है।



(e) तात्क्षरिक द्विध्रुव-तात्क्षणिक प्रेरित द्विध्रुव आघूर्ण :

अध्रुवीय अणुओं में से अस्तित्व होता है जैसे H_2, O_2, Cl_2 इत्यादि ठोस या द्रव अवस्था में



- वॉन्डरवाल बल का सामर्थ्य \propto आण्विक द्रव्यमान
- वॉन्डरवाल बल \propto क्वथनांक