रासायनिक बन्ध-V

आयनिक या वैद्युत संयोजी बंध :

आयनिक बंध विरचन की कॉसेल तथा लुईस अवधारणा से यह निष्कर्ष निकलता है कि इस बंध 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 :

(i) संयोजन करने वाले दोनों तत्वों की विद्युत ऋणात्मकता का अन्तर अधिक होना चाहिये।

(ii) विद्युत धनात्मक तत्व की आयनन एंथैल्पी ($M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$) बहुत कम होनी चाहिये।

(iii) विद्युत ऋणात्मक तत्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी ($X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$) का ऋणात्मक मान ज्यादा होना चाहिये।

(iv) आयनिक ठोस की जालक एंथैल्पी ($M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s)$) का मान अधिक होना चाहिये।

जालक एंथैल्पी :

एक मोल ठोस आयनिक क्रिस्टल को संघटक गैसीय आयनों में पृथक करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को उस यौगिक की 'जालक एंथैल्पी' कहते है।

आयनिक यौगिकों के सामान्य गुणधर्म :

(a) **भौतिक अवस्था (Physical state) :** 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 (Isomorphism) :** सामान्यतः आयनिक यौगिक समावयवता नहीं दर्शाते हैं लेकिन समाकृतिकता उनका मुख्य लक्षण होता हैं। समान क्रिस्टल संरचना वाले भिन्न आयनिक यौगिको के क्रिस्टल एक दूसरे के समाकृतिक कहलाते है तथा यह अवधारणा समाकृतिकता कहलाती है।

उदाहरण के लिए, $FeSO_4 .7H_2O$ | $MgSO_4 . 7H_2O$ समाकृतिक होते है।

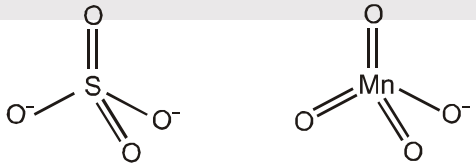
समाकृतिकता के लिए परिस्थितियाँ:

(i) 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 हैं।
सभी एलम समाकृतिक हैं क्योंकि उनका सामान्य सूत्र समान हैं
$M_2SO_4 . M_2'(SO_4)_3 . 24H_2O$
M = एक संयोजी ; M′ = त्रिसंयोजी

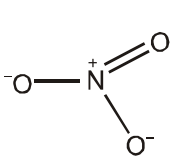
(ii) यह आवश्यक नहीं है कि किसी भी यौगिक की संरचना इकाई, आयन या परमाणु दो यौगिकों में समान आकार के हो लेकिन उनके सापेक्षिक आकार में थोड़ा सा अन्तर होना चाहिए।

(iii) दोनो यौगिकों के धनायन समान आकृति या संरचना के (समाकृतिक) होने चाहिए इसी प्रकार दोनों यौगिकों के ऋणायन भी समाकृतिक होने चाहिए।

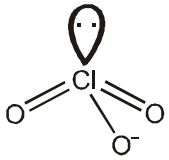
(a) SO_4^{2-} व MnO_4^- समान आकृति रखते है अर्थात् चतुष्फलकीय इसलिए समाकृतिक हैं।



(b) $NaNO_3$ तथा $NaClO_3$ का सूत्र समान प्रकार का हैं जबकि वह समाकृतिक नहीं हैं क्योंकि NO_3^- त्रिकोणीय समतलीय हैं लेकिन ClO_3^- पिरामिडीय हैं।



NO_3^- (sp^2)



ClO_3^- (sp^3)

(iv) इन संरचनात्मक इकाईयों के ध्रुवीय गुणधर्म समान होने 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 यौगिको की विलेयता :** आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायक जैसे जल में विलेय होते हैं क्योंकि उनका उच्च परावैद्युतांक होता हैं।

Solved Examples

उदा-*1.* Be^{2+} , Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+} को जल में आयनिक त्रिज्या के बढ़ते हुए क्रम में तथा गतिशीलता के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित कीजिए।

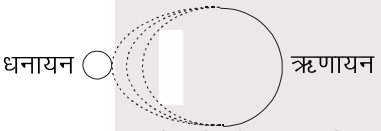
हल: (i) आकार 1/जलयोजन की मात्रा (अर्थात् आकार में वृद्धि के साथ केन्द्रीय धातु आयनों के चारों ओर जल अणुओं की संख्या घटती हैं।) आयनिक त्रिज्या का बढ़ता हुआ क्रम $Sr^{2+} < Ca^{2+} < Mg^{2+} < Be^{2+}$ हैं।

(ii) भारी जलयोजित आयन धीरे गति करते है इसलिए गतिशीलता के बढने का क्रम $Be^{2+} < Mg^{2+} < Ca^{2+} < Sr^{2+}$ हैं।

खण्ड (A) : फॉयान नियम तथा इसके अनुप्रयोग

आयनिक यौगिक में सहसंयोजक लक्षण (फॉजान का नियम) :

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



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

फॉजान ने बताया कि अणु के ऋणायन का ध्रुवीकरण अधिक होगा तो उसमें सहसंयोजी प्रवृति अधिक होगी

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

धनायन का आकार α 1 / ध्रुवण क्षमता :

उदा. $BeCl_2$ $MgCl_2$ $CaCl_2$ $SrCl_2$ $BaCl_2$

धनायन का आकार ↑ ध्रुव क्षमता ↓ सहसंयोजी लक्षण ↓

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

ऋणायन का बड़ा आकार α ध्रुवीकरण :

उदा. LiF LiCl LiBr LiI

– ऋणायन का आकार ↑
– ध्रुवीकरण ↑
– सहसंयोजी लक्षण ↑

(iii) **धनायन पर आवेश :** जितनी अधिक धनायन की ऑक्सीकरण अवस्था होगी उतनी ही अधिक धनायन की ध्रुवण क्षमता (Polarsation) होगी और विकृति अधिक होगी। अतः यौगिक में अधिक सहसंयोजक प्रवृति होगी।

धनायन पर आवेश α ध्रुवण क्षमता :

उदा. $NaCl$ $MgCl_2$ $AlCl_3$

Na^+ Mg^{+2} Al^{+3}

$\longrightarrow$

– धनायन पर आवेश ↑

– ध्रुवण क्षमता ↑

– सहसंयोजी लक्षण ↑

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

ऋणायन पर आवेश α ध्रुवण क्षमता

उदा. AlF_3 Al_2O_3 AlN

F^- , O^{-2} , N^{-3}

$\longrightarrow$

– ऋणायन पर आवेश ↑

– ध्रुवण क्षमता ↑

– सहसंयोजी लक्षण ↑

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

$Cu^+ =$ [Ne] $3s^2\ p^6\ d^{10}$ — $18e^-$ — छद्म अक्रिय गैस विन्यास (d-उपकोशों के इलेक्ट्रॉनों के परिरक्षण के कारण)

$Na^+ = 1s^2\ 2s^2\ p^6$ — $8e^-$ — अक्रिय गैस विन्यास (s तथा p उपकोशों के इलेक्ट्रॉनों का अधिक परिरक्षण)

फॉजान 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_2S अधिक सहसंयोजक होता हैं।

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

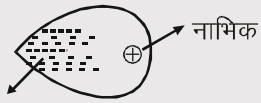
इसलिए $Fe(OH)_3$, $Fe(OH)_2$ की अपेक्षा अधिक सहसंयोजक है।

(iii) कुछ यौगिकों का रंग उनके बड़े ऋणात्मक आयन के ध्रुवीकरण के आधार पर समझाया जा सकता हैं।

उदाहरण के लिए :

AgCl श्वेत हैं तथा AgBr, AgI, Ag_2CO_3 पीला हैं। इसी प्रकार $SnCl_2$ श्वेत है किन्तु SnI_2 काला है। $PbCl_2$ श्वेत है किन्तु PbI_2 पीला हैं।

बड़ा ऋणायन अधिक ध्रुवीकृत होता हैं इसलिए इनके इलेक्ट्रॉन दृश्य प्रकाश के आंशिक अवशोषण द्वारा उत्तेजित हाते हैं।



चित्र

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

$BeCl_2$, $MgCl_2$, $CaCl_2$, $SrCl_2$, $BaCl_2$

——————>————————————>–

आयनिक लक्षण बढ़ते है, तो गलनांक बढ़ता है चूंकि धनायन का आकार बढ़ता है तथा ऋणायन का आकार नियत रहता है।

CaF_2 , $CaCl_2$, $CaBr_2$, CaI_2

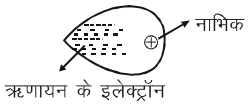
——————>————————————>–

सहसंयोजक लक्षण बढ़ते है, तो गलनांक घटता है चूंकि ऋणायनों का आकार बढ़ता है तथा धनायन का आकार नियत रहता है।

Solved Examples

उदा-2. AgCl रंगहीन है जबकि AgI पीला है, क्योंकि
(A) Ag^+ के कोश में नाभिकीय आवेश के परिरक्षण के लिए 18 इलेक्ट्रॉन पाये जाते हैं।
(B) Ag^+ छद्म अक्रिय गैस अभिविन्यास दर्शाता हैं।
(C) I^- की विकृति Cl^- आयन की तुलना में अधिक होती हैं।
(D) d – d संक्रमण होता हैं।

हल. (C), बडे ऋणायन अधिक ध्रुवित होते हैं तथा इसलिए इनके इलेक्ट्रॉन दृश्य



प्रकाश के आंशिक अवशोषण द्वारा उतेजित होते हैं।

खण्ड (B) : द्विध्रुव आघूर्ण

बंधों की ध्रुवता :

वास्तव में कोई भी बंध या यौगिक पूर्ण रूप से सहसंयोजी या आयनिक नहीं होता है। यहाँ तक कि दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच बनने वाले संहसंयोजी बंध की प्रकृति भी आंशिक रूप से आयनिक होती हैं।

जब सह संयोजी बंध दो समान परमाणुओं के बीच, (जैसे — H_2, O_2, Cl_2, N_2 तथा F_2) बनता है, तब संयोजी इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं द्वारा समान रूप से आकर्षित होता हैं। इसके परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन युग्म दो समान नाभिकों के ठीक मध्य में उपस्थित होता हैं। इस प्रकार प्राप्त बंध 'अध्रुवीय सहसंयोजी बंध' कहलाता हैं। इसके विपरित HF जैसे विषम परमाणुक अणु में दो परमाणुओं के बीच संयोजित इलेक्ट्रॉन युग्म फ्लुओरीन की ओर विस्थापित हो जाता हैं, क्योंकि फ्लुओरीन की विद्युत ऋणता हाइड्रोजन की अपेक्षा अधिक होती हैं। इस प्रकार निर्मित H—F बंध एक ध्रुवीय सहसंयोजक बंध हैं।

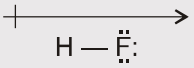
ध्रुवण के कारण ऐसे अणु में द्विध्रुव आघूर्ण (Dipole moment) उत्पन्न हो जाता है। द्विध्रुव आघूर्ण को आवेश के मान तथा धनात्मक और ऋणात्मक आवेशों के बीच की दूरी के गुणनफल के रूप में परिभाषित किया जाता है। इसे सामान्यतः ग्रीक शब्द 'μ' द्वारा दर्शाया जाता है। इसे निम्नलिखित समीकरण द्वारा व्यक्त किया जाता हैं—

द्विध्रुव आघूर्ण (μ) = आवेश (q) × आवेश पृथक्करण की दूरी (d)

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

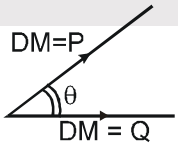
- $1\ D = 3.33564 \times 10^{-30}$ Cm, जहाँ C कूलॉम तथा m मीटर हैं।
- 1 डिबाए (Debye) = 10^{-18} e.s.u. cm.

इसके अलावा द्विध्रुव आघूर्ण एक सदिश राशि हैं। 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 हैं। उदाहरण के लिए — HF में द्विध्रुव आघूर्ण को इस प्रकार दर्शाया जा सकता हैं :



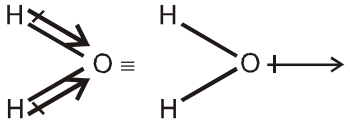
इलेक्ट्रॉन घनत्व में बदलाव को क्रॉस तीर (⟶) द्वारा लुईस संरचना के ऊपर लिखा जाता हैं।

बहुपरमाणुक अणुओं में द्विध्रुव आघूर्ण केवल बंधो के अपने द्विध्रुव, जिन्हें 'बंध आघूर्ण' कहा जाता हैं, पर निर्भर नहीं करता, अपितु यह विभिन्न बंधों की स्थानिक व्यवस्था पर भी निर्भर करता हैं। ऐसे में अणु का द्विध्रुव आघूर्ण अणु के विभिन्न बंधों के द्विध्रुव आघूर्णो का सदिश—योग (Vector-sum) होता हैं। अर्थात् द्विध्रुव आघूर्ण रखेगा यदि सभी विशिष्ट आघूर्ण सदिश का योग अशून्य होता है।



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

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



कुल द्विध्रुव आघूर्ण, $\mu = 1.85\ D = 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30}\ Cm = 6.17 \times 10^{-30}\ Cm$.

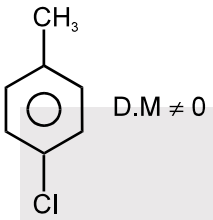
- **निम्न यौगिकों का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होता हैं :**
  BF_3 ,CO_2 , SO_3 , CF_4 , PF_5 (g) , SF_6 , XeF_2 , CS_2 , CCl_4 , PCl_5 (g) , XeF_4

- **कुछ प्रमुख क्रम :**

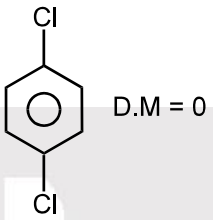
HF	>	HCl	>	HBr	>	HI	
1.92 D		1.08		0.78		0.38	
CH_3Cl	>	CH_2Cl_2	>	$CHCl_3$	>	CCl_4	
1.86		1.6		1.0		0	

- सामान्यः द्विप्रतिस्थापित बेंजीन के लिए o > m > p

  लेकिन यह सब प्रतिस्थापी पर निर्भर करता हैं।



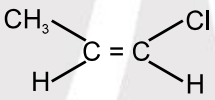
D.M ≠ 0



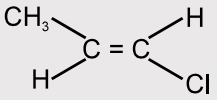
D.M = 0

नोट : ज्यामिती समावयवियों के लिए प्रायः समपक्ष का द्विध्रुव आघूर्ण, विपक्ष की अपेक्षा अधिक होता है। लेकिन यहाँ भी अपवाद हो सकते हैं।

उदाहरण के लिए,

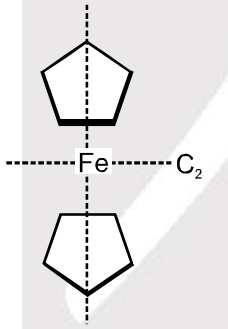


समपक्ष रूप (निम्न द्विध्रुव आघूर्ण ↓)

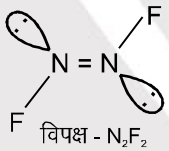


विपक्ष रूप (उच्च द्विध्रुव आघूर्ण ↑)

- सममित केन्द्र की उपस्थिति हेतु द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होना चाहिये चूंकि अणु के एक ओर का आवेश अणु के दूसरी ओर के बराबर आवेश द्वारा निरस्त हो जाता हैं।
  अतः $[CoF_6]^{3-}$, विपक्ष – N_2F_2 तथा फैरोसीन का अन्तरित संरूपण कोई द्विध्रुव आघूर्ण नहीं रखता हैं।



अन्तरित–फैरोसीन ($\mu = 0$)



विपक्ष - N_2F_2

द्विध्रुव आघूर्ण के बारे में कुछ मुख्य बिन्दु :

- एक बहुपरमाण्वीय अणु जो ध्रुवीय सहसंयोजक बन्ध रखता हैं लेकिन शून्य द्विध्रुव आघूर्ण हों, वह अणु की सममित संरचना इंगित करता हैं।
  उदाहरण : BF_3 में B–F बन्ध ध्रुवीय हैं लेकिन इसकी सममित ज्यामिती के कारण $\mu = 0$ होता है।
- यदि अणु के लिए $\mu = 0$ हो, तो इसकी रेखीय अथवा सममित ज्यामिती होनी चाहिए।
  उदाहरण : रेखीय ज्यामिती – CO_2, CS_2, $BeCl_2$ (g) ; सममित ज्यामिती – BF_3 , CH_4 , PCl_5 , SF_6 , IF_7 , XeF_4
- यदि अणु के लिए $\mu \neq 0$ हो, तो यह कोणीय होगा अथवा असममित ज्यामिती वाला होगा।
  उदाहरण : कोणीय ज्यामिती – $SnCl_2$, $PbCl_2$, SO_2 ,

असममित ज्यामिती – NH_3, H_2O, NF_3, SF_4, H_2S,

❍ % आयनिक लक्षण $= \frac{\mu_{\text{प्रयोगिक}}}{\mu_{\text{सैद्धान्तिक}}} \times 100 = \frac{\mu_{\text{प्रेक्षित}}}{\mu_{\text{(100% आयनिक यौगिक)}}} \times 100$

Solved Examples

उदा-3. एकाकी युग्म के प्रभाव की अवहेलना करने पर जल का परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण 1.85 D हैं। प्रत्येक OH बंध का द्विध्रुव आघूर्ण परिकलित कीजिए। {दिया गया हैं H_2O में बन्ध कोण = 104°, cos 104° = – 0.25}

हल. $R^2 = P^2 + Q^2 + 2PQ\cos\theta$

$(1.85)^2 = x^2 + x^2 + 2x^2\left(-\frac{1}{4}\right)$

$(1.85)^2 = 2x^2 - \frac{x^2}{2} \quad \Rightarrow \quad \frac{3x^2}{2} \quad \therefore \quad x = 1.51\ D$

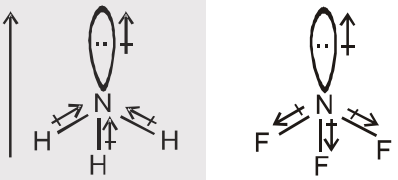
उदा-4. HCl अणु के लिए प्रेक्षित द्विध्रुव आघूर्ण = 1.03 D तथा बन्ध लम्बाई = 1.275 Å प्रतिशत आयनिक लक्षण परिकलित कीजिए।

हल. द्विध्रुव आघूर्ण $= 4.8 \times 10^{-18} \times 1.275 \times 10^{-8} = 4.8 \times 1.275$

% आयनिक लक्षण $= \frac{1.03 \times 100}{1.275 \times 4.8} \approx 17\%$

उदा-5. NH_3 का द्विध्रुव आघुर्ण NF_3 से अधिक होता है, क्यो ?

Sol. $\ddot{N}H_3$ अणु में नाइट्रोजन विद्युत ऋणात्मक होता है। अतः परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण नाइट्रोजन अणु की तरफ होता है, परन्तु NF_3 अणु में फ्लोरीन की विद्युत ऋणात्मकता नाइट्रोजन से अधिक होती है। अतः परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण की दिशा फ्लोरीन परमाणु की तरफ होती है।

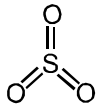


उदा-6. SO_3 की ज्यामिती तथा द्विध्रुव आघूर्ण है :

(A) पिरामिडीय व अशून्य (B) त्रिकोणीय समतलीय व अशून्य

(C*) त्रिकोणीय समतलीय व शून्य (D) T-आकृति व शून्य

हल.



सल्फर की त्रिविम संख्या = 3; अतः संकरण sp^2 है, सल्फर पर कोई एकाकी युग्म नहीं है, अतः VSEPR सिद्धान्त के अनुसार, बंध युग्म इलेक्ट्रॉनों के मध्य प्रतिकर्षण समान होगा। अतः अणु सममित (त्रिकोणीय समतलीय) होगा तथा इसका द्विध्रुव आघूर्ण शून्य होगा।

खण्ड (C) : अम्लीय तथा क्षारीय लक्षण

ऑक्साइड के प्रकार तथा ऑक्सीअम्लों तथा हाइड्रा अम्लों की अम्लीय/क्षारीय प्रकृति :

(a) अम्लीय ऑक्साइड :

(a) जलीय विलयन अम्लीय प्रकृति का होगा (b) क्षार के साथ क्रिया करेगा लेकिन अम्ल के साथ नहीं

Ex. $SO_2 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_3$ सल्फ्यूरस अम्ल $\Rightarrow$ $SO_3 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_4$ सल्फ्यूरिक अम्ल

$CO_2 \xrightarrow{H_2O} H_2CO_3$ कार्बोनिक अम्ल

सामान्यतः अधात्विक ऑक्साइड अम्लीय ऑक्साइड होते हैं।

(b) क्षारीय ऑक्साइड

(a) जलीय विलयन क्षारीय प्रकृति का होगा (b) अम्ल के साथ क्रिया करेगा लेकिन क्षार के साथ नहीं

उदा. $Na_2O \xrightarrow{H_2O} 2NaOH$ $CaO \xrightarrow{H_2O} Ca(OH)_2$

सामान्यतः धात्विक ऑक्साइड क्षारीय ऑक्साइड होते हैं।

(c) **उभयधर्मी ऑक्साइड**

अम्ल के साथ–साथ क्षार के साथ भी क्रिया कर सकते हैं।

उदा. सामान्यतः उपधातु या उपधातु के सन्निकट तत्व उभयधर्मी ऑक्साइड बना सकते है।

BeO ⇒ $BeO + 2HCl \longrightarrow BeCl_2 + H_2O$, $BeO + 2NaOH \longrightarrow NaAlO_2$ (सोडियम मेटा एलुमिनेट)

ZnO ⇒ $ZnO + HCl \longrightarrow ZnCl_2$, $ZnO + NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2$ (सोडियम जिंकेट)

SnO ⇒ (स्टेनस ऑक्साइड)

$SnO + HCl \longrightarrow SuCl_2$, $SnO + NaOH \longrightarrow Na_2SnO_2$ (सोडियम स्टेनाइट)

SnO_2 ⇒ (स्टेनिक ऑक्साइड)

$SnO_2 + 4HCl \longrightarrow SnCl_4$ $SnO_2 + NaOH \longrightarrow Na_2SnO_3$ (सोडियम स्टेनेट)

(d) **उदासीन ऑक्साइड :** अम्ल तथा क्षार के साथ क्रिया नहीं करेगा।

CO, N_2O, NO, OF_2

(e) **उभयप्रोटिक ऑक्साइड :** जो H^+ आयन ग्रहण तथा मुक्त कर सकता है।

उदा. ⇒ H_2O

ऑक्साइड़ो की प्रकृति में आवर्तिता

(a) L → R, धात्विक अभिलक्षण ↓ तथा अधात्विक अभिलक्षण ↑ इसलिए, ऑक्साइड के क्षारीय अभिलक्षण ↓ तथा अम्लीय अभिलक्षण ↑

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
प्रबल क्षारीय	क्षारीय	उभयधर्मी	दुर्बल अम्लीय	अम्लीय	प्रबल अम्लीय	प्रबल अम्लीय

(b) T → B, धात्विक अभिलक्षण ↑ इसलिए, ऑक्साइड के क्षारीय अभिलक्षण ↑

LiOH LI_2O, NaOH Na_2O, K O H K_2O

RbOH Rb_2O, CsOH Cs_2O

वर्ग में नीचे जाने पर क्षारीय अभिलक्षण में वृद्धि होती है।

(c) यदि समान तत्व विभिन्न ऑक्सीकरण अवस्थाओं में ऑक्साइड बनाता है, तो ऑक्सीकरण संख्या जितनी अधिक होगी अम्लीय प्रकृति भी उतनी अधिक होगी।

$\overset{+2}{MnO}$	<	$\overset{+3}{Mn_2O_3}$	<	$\overset{+4}{MnO_2}$	<	$\overset{+6}{MnO_3}$	<	$\overset{+7}{Mn_2O_7}$
अधिक क्षारीय		क्षारीय		उदासीन		अम्लीय		अधिक अम्लीय

ऑक्साइड, ऑक्सीअम्लों या हाइड्रॉक्साइडों के एनहाइड्राइड होते हैं।

$\overset{+4}{H_2SO_3} \xrightarrow{-H_2O} \overset{+4}{SO_2}$, $\overset{+6}{H_2SO_4} \xrightarrow{-H_2O} \overset{+5}{SO_3}$, $H_2CO_3 \xrightarrow{-H_2O} CO_2$

$\overset{+5}{H_3PO_4} \longrightarrow \overset{+5}{P_2O_5}(P_4O_{10})$, $H_3PO_3 \longrightarrow P_2O_3\ (P_4O_6)$

$HNO_3 \longrightarrow N_2O_5$, $HNO_2 \longrightarrow N_2O_3$, $HClO_4 \longrightarrow Cl_2O_7$, $HClO_3 \longrightarrow Cl_2O_5$

$HClO_2 \longrightarrow Cl_2O_3$, $HClO \longrightarrow Cl_2O$, $NaOH \longrightarrow Na_2O$, $Ca(OH)_2 \longrightarrow CaO$

मिश्रित एनहाइड्राइड $\overset{+4}{ClO_2} \xrightarrow{H_2O} \overset{+5}{HClO_3} + \overset{+3}{HClO_2}$

ऑक्सी अम्लों के लिए

(a) **L → R** की ओर जाने पर अधात्विक अभिलक्षण ↑, अम्लीय सामर्थ्य ↑

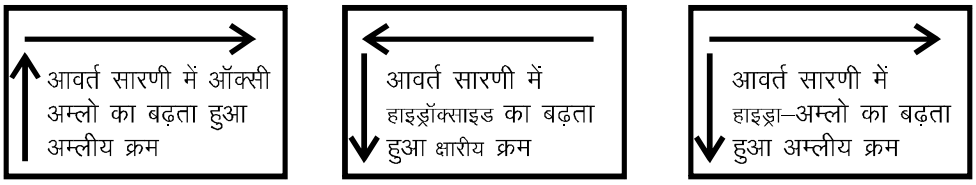
$H_3BO_3 < H_2CO_3 < HNO_3$ $H_2SiO_3 < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$

(b) **T → B** की ओर जाने पर अधात्विक अभिलक्षण ↓, अम्लीय सामर्थ्य ↓

$HNO_3 > H_3PO_4 > H_3AsO_4$ $HClO_4 > HBrO_4 > HIO_4$

(c) यदि समान तत्व विभिन्न ऑक्सीकरण अवस्थाओं में ऑक्साइड बनाता हैं तो ऑक्सीकरण संख्या जितनी अधिक होगी अम्लीय सामर्थ्य भी उतनी अधिक होगी।

$HNO_3 > HNO_2 > H_2N_2O_2$ $HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$



MISCELLANEOUS SOLVED PROBLEMS (MSPS)

उदा-1. निम्न बंधो को आयनिक, सहसंयोजक अथवा ध्रुवीय सहसंयोजक के रूप में वर्गीकृत कीजिए तथा कारण बताइऐ।

(a) $Cl_3SiSiCl_3$ में SiSi बंध (b) $Cl_3SiSiCl_3$ में SiCl बंध

(c) CaF_2 में CaF बंध (d) NH_3 में NH बंध

हल. (a) सहसंयोजक, समान विद्युतऋणात्मक के कारण

(b) ध्रुवीय सहसंयोजक, कम विद्युतऋणता अन्तर के कारण

(c) आयनिक, अधिक विद्युतऋणता अन्तर के कारण

(d) ध्रुवीय सहसंयोजक, भिन्न विद्युतऋणता के कारण

उदा-2. (a) निम्न में से किसका उच्चतम तथा निम्नतम गलनांक है और क्यों?

NaCl KCl RbCl CsCl

(b) (CsX) सीजियम हैलाइड का गलनांक घटते हुए क्रम में लिखिये।

CsF > CsCl > CsBr > CsI.

हल. (a) NaCl की जालक ऊर्जा उच्चतम होती है जबकि CsCl निम्नतम L.E. रखता है। उच्चतम गलनांक NaCl तथा निम्नतम गलनांक CsCl रखता है।

(b) जैसे ही ऋणायन का आकार बढ़ता है वैसे ही उनकी ध्रुवणता बढ़ती है। अतः उनका सहसंयोजी अभिलक्षण बढ़ता हैं तथा गलनांक घटता है।

उदा-3. $MgCO_3$ और $ZnCO_3$ का कौनसा यौगिक तापीय रूप से अधिक स्थायी है ? वर्णन कीजिए।

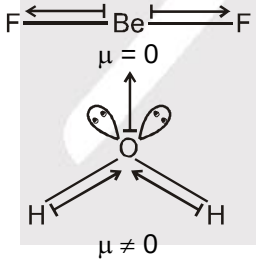
हल. अक्रिय गैस अभिविन्यास के कारण Mg^{+2} की ध्रुवण क्षमता कम होती है जबकि Zn^{2+} का छद्म अक्रिय गैस अभिविन्यास के कारण इसकी उच्च ध्रुवण सामर्थ्य होती है। Zn^{2+} धनायन की उच्च ध्रुवण सामर्थ्य के कारण, CO_3^{2-} आयन के पड़ौसी O परमाणु के इलेक्ट्रॉन अभ्र को प्रबलता से खींचता है और इस प्रकार धातु कार्बोनेट ($ZnCO_3$) तेजी से विघटित होकर CO_2 एवं धातु ऑक्साइड (ZnO) देते हैं। इस प्रकार $ZnCO_3$, $MgCO_3$ की तुलना में कम स्थायी हैं।

उदा-4. निर्जल HCl मुख्यतः गैसीय अवस्था में सहसंयोजक होती है लेकिन जलीय विलयन अवस्था में आयनिक होती है, क्यों?

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

उदा-5. BeF_2 का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य क्यों होता है जबकि H_2O कुछ द्विध्रुव आघूर्ण रखता है ?

हल. BeF_2 रेखीय अणु है जबकि H_2O मुड़ा हुआ अणु है।



उदा-6. जलयोजित कैल्शियम सल्फेट का क्रिस्टल मुलायम तथा सरलता से टूटता है जबकि निर्जलीय कैल्सियम सल्फेट बहुत कठोर और मुश्किल से टूटता है ?

हल. Ca^{2+} / SO_4^{2-} परत में प्रबल वैद्युत संयोजी बन्ध द्वारा आयनों को एकसाथ बांधे रखा जाता हैं लेकिन यह पृथक Ca^{2+} / SO_4^{2-} परत को आपेक्षिक रूप से दुर्बल H–बन्ध द्वारा सम्बद्ध किया जाता है। दुर्बल H-बन्ध मध्यवर्ती भाग में SO_4^{2-} आयन को समबद्ध करता है।

उदा-7. एक द्वि परमाणुक अणु का द्विध्रुव आघूर्ण का मान 1.2 D है। यदि बन्ध लम्बाई का मान 1.0Å हो, तो प्रत्येक परमाणु पर इलेक्ट्रॉनिक आवेश का निम्न मे से कौन भाग होगा?

(A) 25% (B) 37% (C) 52% (D) 42%

हल. **(A)** माना पूरा आवेश स्थानान्तरित होता है तब द्विध्रुव आघूर्ण = $(4.8 \times 10^{-10}$ esu) $(10^{-8}$ cm) = 4.8 D

इसलिये % आयनिक लक्षण = $\frac{1.2}{4.8} \times 100\ \% = 25\%$

उदा-8. KCl का द्विध्रुव आघूर्ण 3.336×10^{-29} कूलाम्ब मीटर है तथा दोनों आयनों के बीच की दूरी 2.6Å है। अतः KCl का % आयनिक लक्षण ज्ञात करो।

हल. KCl का सेद्धांतिक द्विध्रुव आघूर्ण = e × d

$= 1.602 \times 10^{-19} \times 2.6 \times 10^{-10}$

$= 4.1652 \times 10^{-29}$ कूलाम्ब मीटर

% आयनिक लक्षण = $\frac{\text{प्रायोगिक द्विध्रुव आघूर्ण}}{\text{सैद्धांतिक द्विध्रुव आघूर्ण}} \times 100 = (3.336 \times 10^{-29}/4.1652 \times 10^{-29}) \times 100$

उदा-9. गैसीय पौटेशियम क्लोराइड अणु का मापित द्विध्रुव आधूर्ण 10.0 D है, जो इंगित करता है कि यह बहुत ध्रुवीय अणु है। इस अणु में नाभिकों के बीच दूरी 2.67×10^{-8} cm है। KCl अणु में प्रतिशत आयनिक लक्षण परिकलित कीजिए।

हल. पूर्णतया आयनिक मानते हुए यौगिक का द्विध्रुव आघूर्ण होगा

$= (4.8 \times 10^{-10}$ esu) $(2.67 \times 10^{-8}$ cm) = 12.8 D

% आयनिक लक्षण = $\frac{10.0}{12.8} \times 100\% = 78.125\ \% \approx$ **78% Ans.**