Toppersnotes®
Unleash the topper in you

RPSC

FOOD SAFETY OFFICER

राजस्थान लोक सेवा आयोग

भाग – 2

सम्बंधित विषय - 1

SIERRA INNOVATIONS

RAJASTHAN FOOD SAFETY OFFICER

क्र.सं.	अध्याय	पृष्ठ सं.
	इकाई – 1	
1.	रासायनिक बंध	1
2.	pH	21
3.	ऊष्मीय एवं सांख्यिकी भौतिकी	23
4.	साम्य अवस्था	42
5.	रासायनिक बलगतिकी	60
6.	हाइड्रोकार्बन	69
7.	अल्कोहल	72
8.	फिनोल	72
9.	एल्डिहाइड, कीटोन्स	73
10.	ऐलिफैटिक यौगिक	74
11.	कार्बोक्जिलिक अम्ल	74
12.	नाइट्रो यौगिक	75
13.	धातुकर्म (Metallurgy)	76
14.	गुणात्मक एवं मात्रात्मक विश्लेषण	79
15.	विलयन (Solution)	80
16.	निलंबन	92
17.	पृष्ठ तनाव एवं श्यानता	93
18.	पृष्ठीय रसायन	95
19.	संमागी एवं विषमांगी उत्प्रेरण	103
	इकाई – 2	
1.	भोजन से जुडे सूक्ष्म जीव	104
2.	सूक्ष्मजीवों को प्रभावित करने वाले कारक	109
3.	भोजन में सूक्ष्मजीवों के स्त्रोत	114
4.	खाद्य पदार्थ खराब करने वाले सूक्ष्मजीव	116
5.	किण्वन– सिद्धांत, प्रकार और सीमाएं	118
6.	पारंपरिक भारतीय खाद्य पदार्थों	124

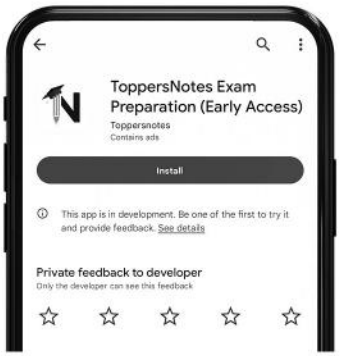
प्रिय विद्यार्थी, टॉपर्सनोट्स चुनने के लिए धन्यवाद।

नोट्स में दिए गए QR कोड्स को स्कैन करने लिए टॉपर्स नोट्स ऐप डाउनलोड करे ।

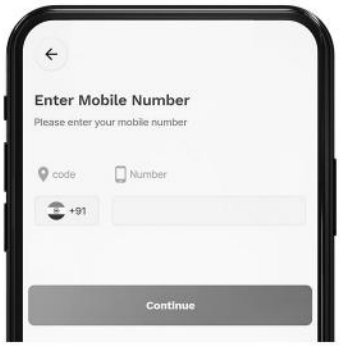
ऐप डाउनलोड करने के लिए दिशा निर्देश देखे :-

ऐप इनस्टॉल करने के लिए आप अपने मोबाइल फ़ोन के कैमरा से या गूगल लेंस से QR स्कैन करें ।

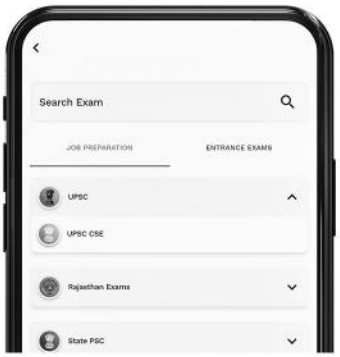
टॉपर्सनोट्स एग्जाम प्रिपरेशन ऐप



टॉपर्सनोट्स ऐप डाउनलोड करें गूगल प्ले स्टोर से ।

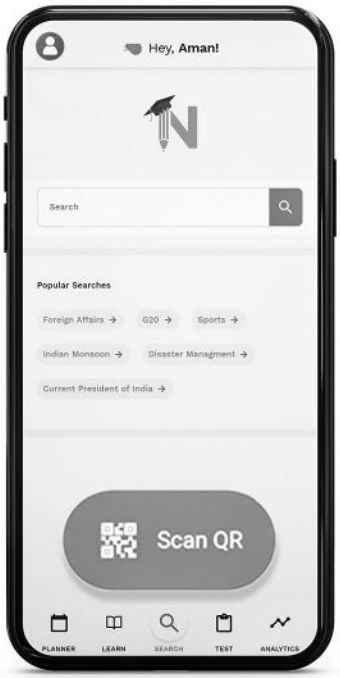


लॉग इन करने के लिए अपना **मोबाइल नंबर** दर्ज करें ।



अपनी **परीक्षा श्रेणी** चुनें ।

सर्च बटन पर क्लिक करें ।



SCAN QR पर क्लिक करें ।

किताब के **QR कोड को स्कैन** करें ।

किसी भी तकनीकी सहायता के लिए
hello@toppersnotes.com पर मेल करें
या **766 56 41 122** पर whatsapp करें ।

रासायनिक बंध

- बंध एक आकर्षण बल हैं जो दो परमाणुओं को आपस में बांधता हैं।
- बंध निर्माण में ऊर्जा घट जाती हैं।
- बंध का स्थायित्व $\propto 1/$ ऊर्जा

अष्टक नियम – यदि किसी तत्त्व के बाह्य कोश में 8e हो जाते हैं तो वह स्थायित्व प्राप्त कर लेता हैं।

$Na = 2, 8, 1$

उदाहरण

$Na = 2,8$

$CI = 2, 8, 7$

$CI^- = 2,8,8$

अपवाद

- H, He इनमें 2e होने पर स्थायी हो जाते हैं।
- II व III वर्ग के हैलाइड

$BeCl_2 - 4e$

$BeCl_3$

BF_3

- 6e

$AlCl_3$

V

$PCl_5 - 10\ e^-$

VI

$SF_6 - 12e$

VII

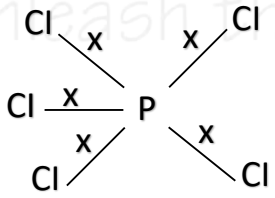
$IF_7 - 14e$

$VIII$

$O_sF_8 - 16e$

सुगन (Sugan) का सिद्धान्त – कोई भी तत्त्व अपने अस्टक का विस्तार नहीं कर सकता हैं। उसमें जितने ज्यादा e^- होते हैं, उतने ही एकक बंध बनाता हैं।

एकक बंध



$PCl_5 - 10 - 8 = 2$

$SF_6 - 12 - 8 = 4$

$IF_7 - 14 - 8 = 6$

सिडविक का सिद्धान्त

- इसके अनुसार कोई भी तत्त्व अपने अष्टक का विस्तार कर सकता हैं, क्योंकि वह अपने कक्षकों का उपयोग कर लेता हैं।

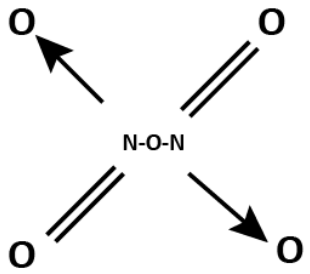
	बंध	इलेक्ट्रॉन
I आवर्त	2	4
II आवर्त Li Be, B, C, N, O, f	4	8
III, IV आवर्त	6	12
V, VI आवर्त	8	16

(Covalancy) अधिकतम बंध बनाने की सामर्थ्य

प्रश्न – N_2O_5 में N की सह संयोजकता कितनी हैं ?

उत्तर –

जैसे – H_2O, H_3O^+, H_4O^{+2} तीनों का निर्माण संभव हैं, क्योंकि O की अधिकतम बंध बनाने की क्षमता 4 हैं।



जैसे –

$CCl_4 + H_2O \rightarrow \times$
$SF_6 + H_2O \rightarrow \times$
ये दो अक्रिय अणु हैं।

जैसे – If_7, Clf_7 में ClF_7 का निर्माण संभव नहीं हैं, क्योकि $Cl6$ से अधिक बंध नहीं बना सकता हैं।

बंधों के प्रकार

बंध 6 प्रकार के होते हैं।

1. आयनिक बंध
2. सहसंयोजक बंध
3. उप–सहसंयोजक बंध
4. हाइड्रोजन बंध
5. वाण्डर वाल बंध
6. धात्विक बंध

1. आयनिक बंध – इसे ''वैद्युत संयोजक बंध'' भी कहते हैं।

- यह बंध **धातु तथा अधातु के मध्य** e^- के आदान–प्रदान से बनता हैं।
- धातु इलेक्ट्रॉन देती हैं, जबकि अधातु e^- लेती हैं।

  धातु $\xrightarrow{e}$ अधातु

  नोट – धातु की आयनन ऊर्जा/विभव कम होनी चाहिए।
- अधातु की e- बंधुता अधिक होनी चाहिए।
- यौगिक की जालक ऊर्जा अधिक होनी चाहिए।

$$\underset{(g)}{Na} \xrightarrow{\text{आयनन ऊर्जा}} N_a^+$$

$$cl + e^- \xrightarrow[e^- \text{– बन्धुता}]{} Cl^-$$

$$N_a^+ + Cl^- \xrightarrow[\text{ऊर्जा}]{\text{जालक}} Nacl$$

जालक ऊर्जा

- एकमोल आयनिक पदार्थ को उसको अवयवी तत्त्वों में तोड़ने के लिये आवश्यक ऊर्जा की मात्रा को जालक ऊर्जा कहते हैं।

$$\underset{(s)}{Nacl} \rightarrow \underset{(g)}{Na^+} + \underset{(g)}{Cl^-} \Delta H = +788$$

जालक ऊर्जा × आवेश

$Mg^{+2}O^{-2} > Na^{+1}F^{-1}$

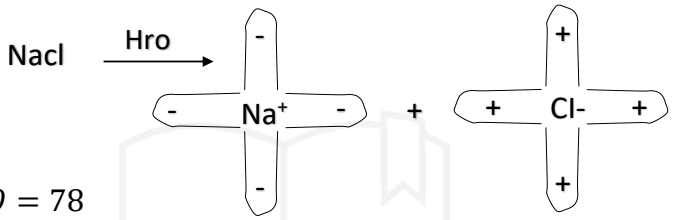
क्योंकि Mg^{+2} का आवेश Na^{+1} से अधिक हैं।

जालक ऊर्जा का घटता क्रम

$$\underset{mgo}{II+6} > \underset{mgcl_2}{II+7} > \underset{Na_2O}{I+6} > \underset{Nacl}{I+7}$$

गुण

- आयनिक यौगिक ठोस होते हैं, क्योंकि इनके मध्य प्रबल आकर्षण बल पाया जाता हैं।
- आयनिक यौगिकों के **गलनांक एवं क्वथनांक** अधिक होते हैं, क्योंकि इनके मध्य प्रबल आकर्षण बल पाया जाता हैं।
- आयनिक यौगिक ठोस अवस्था में वैधुत का चालन नहीं करते हैं, लेकिन गलित या जलीय अवस्था में विद्युत का चालन करते हैं, क्योंकि मुक्त आयन उपस्थित होते हैं।
- आयनिक यौगिक जल में घुल जाते हैं क्योंकि जलयोजन ऊष्मा जालक ऊर्जा से अधिक होती हैं।
- जल सर्वश्रेष्ठ विलायक हैं, क्योंकि इसके परावैधुतांक का मान अधिक होता हैं।
  (परावैधुतांक एक शक्ति हैं जो दो आयनों को अलग–अलग कर देती हैं।)



परावैधुतांक $-\ H_2O = 82, D_2O = 78$

फायान्स का नियम

- फायान्स के नियम से आयनिक यौगिकों में सहसंयोजक लक्षण ज्ञात किये जाते हैं।
  सहसंयोजक लक्षण × ध्रुवण

अधिक ध्रुवण के लिये.....

1. धनायन छोटा होना चाहिए।
   छोटा धनायन अतः ध्रुवण अधिक सहसंयोजक लक्षणों का घटता क्रम

$$LiCi > Nacl > Kcl > Rbcl$$

2. ऋणायन का आकार बड़ा होना चाहिए।
   $A_gF < A_gCl < A_gBr < A_gI - I$ का आकार बड़ा हैं अतः ध्रुवण अधिक होगा तथा सहसंयोजक गुण भी अधिक होंगे।
   $NaF < Nacl < NaBr < NaI$

3. धनायन एवं ऋणायन पर आवेश अधिक होना चाहिए।
   $\underset{NaCl}{+} > Mg^{+2}Cl_2 < Al^{+3}Cl_3 < Si^{+4}Cl_4$
   - इसमें Si का आकार छोटा तथा धनायन आवेश सबसे बड़ा अतः सह–संयोजी अधिक होगा।

$$NaCl^{-1} < Na_2SO_4{}^{-2} < Na_3PO_4{}^{-3}$$

   - $Na_3PO_4\ C$ अधिक सहसंयोजी हैं, क्योंकि आवेश अधिक हैं।

4. d वर्ग के यौगिक, S- वर्ग की तुलना में अधिक सहसंयोजी होते हैं।
   या
   छदम् अक्रिय विन्यास वाले धनायन अधिक सहसंयोजी होते हैं।
   $CaCl > NaCl$

d वर्ग S वर्ग

$Agcl > Nacl$

↓ ↓

d वर्ग S वर्ग

↓ ↓

$Cu_2Cl_2 > Nacl$

नोट –

$$S_nCl_4 > S_nCl_{2(s)}$$

इसमें $SnCl_2$ ठोस अवस्था में होता हैं इसलिए यह आयनिक होता है।

- अधिक सहसंयोजी का जल अपघटन सुगमता से होता हैं।

ठोस आकार

$BeCl_2 > Mgcl_2 > Cacl_2 > Bacl_2$

सहसंयोजी गुण व जल अपघटन का घटनाक्रम

प्रश्न – $AlCl_3, CCl_4, Sicl_4, Pcl_5$ का जल अपघटन का बढ़ता हुआ क्रम होगा ?

उत्तर –

$CCl_4 < AlCl_3 < SiCl_4 < PCl_5$

नोट - CCl_4 का जल अपघटन नहीं होता हैं।

$CCl_4 + H_20 \rightarrow \times$

$SF_6 + H_20 \rightarrow \times$

2. सहसंयोजक बंध – दो अधातु परमाणु के मध्य इलेक्ट्रॉन के साझा से सहसंयोजक बंध का निर्माण होता हैं।

एकल बंध	द्विक बंध	त्रिक बंध	द्विक बंध
$Cl \underline{\times} Cl$	$0 = 0$	$N \equiv N$	$C = C$
		↓	↓
		सर्वाधिक बंध ऊर्जा	दोनों π –बंध होते हैं।

सहसंयोजक यौगिक के लक्षण

(1) सभी सहसंयोजक यौगिक द्रव या गैस अवस्था में पाये जाते हैं।

अपवाद – हीरा, ग्रेफाइट, फुलरीन कोरेन्डम (एल्यूमिना) (Al_2O_3), सिलिकन कार्बाइड Sic

- ये वृहद् अणु हैं तथा 3क ज्यामिति के कारण ठोस होते हैं।

(2) इनके गलनांक व क्वथनांक बहुत निम्न होते हैं। क्योंकि इनमें वाण्डर वाल बल दुर्बल होता हैं।

$O = C = O + O = C = O$

टूटेगा

(3) सहसंयोजक यौगिक जल में अघुलनशील होते हैं, लेकिन जो जल के बंध बनाते हैं। वे जल में घुल जाते हैं।

प्रश्न – निम्न में जल में घुलनशील हैं ?

(A) C_2H_5Cl

(B) $CH_3 - O - CH_3$

(C) $CH_3 - \overset{C}{\underset{H}{I}} = 0$

(D) CH_3
$C = 0$
CH_3

(E) None of these

उत्तर – (E)

नोट – जल में वह यौगिक ही घुलता हैं जिसमें FON के साथ H जुडा होता हैं तथा H-बंध का निर्माण करता हैं। अतः इसमें कोई भी H-बंध का निर्माण नहीं करता हैं।

(4) सहसंयोजक बंध दिशात्मक होता हैं अर्थात् अणुओं की निश्चित आकृति एवं संरचना पाई जाती हैं। जबकि आयनन अदिशात्मक होता हैं।

$CaCl_2$ – × आयनिक यौगिक

$BeCl_2$ – रेखीय (सहसंयोजी)

नोट – KCl – KCN, NaOH में आयनिक व सहसंयोजक दोनों लक्षण पाये जाते हैं।

3. उपसहसंयोजक बंध

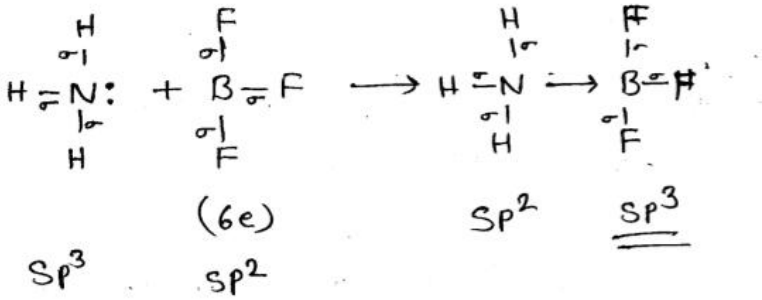
- यह एक विशिष्ट प्रकार का बंध होता हैं।
- इस बंध में साझा के दोनों मसमबजतवद एक ही परमाणु देते हैं।
- इसे (→) तीर से दर्शाते हैं।

$$\underset{\text{दाता}}{A} \rightarrow \underset{\text{ग्राही}}{B}$$

- उप सहसंयोजक बंध में ग्राही परमाणु का संकरण एक बढ़ जाता हैं।

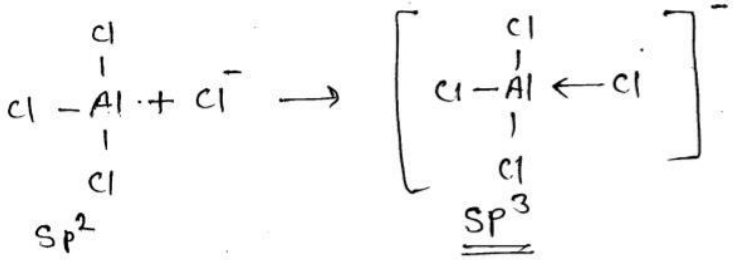
$$SP^2 \rightarrow SP^3$$

उदाहरण –

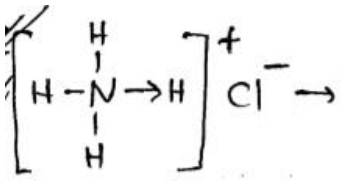


- ग्राही परमाणु का संकरण एक बढ़ जाता हैं अतः यहाँ BF_3 में SP^2 से SP^3 संकरण हो गया।

उदाहरण –



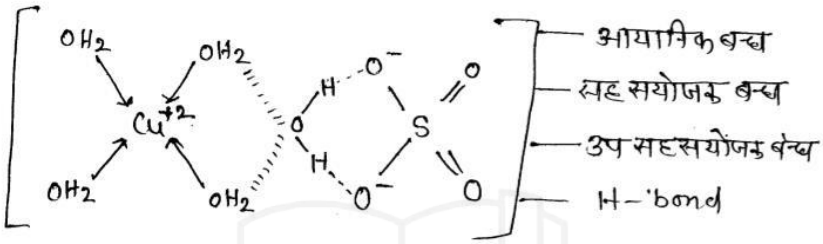
उदाहरण –



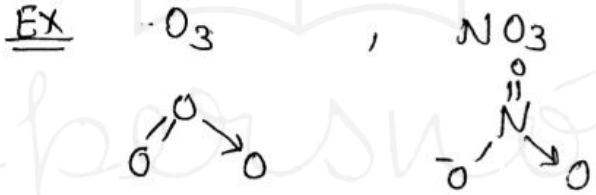
इसमें आयनिक, सहसंयोजक व उपसहसंयोजक बंध उपस्थित होता हैं।
नौसादर(NH_4Cl) – ऊर्ध्वपातन विधि के द्वारा शुद्ध करते हैं।
उदाहरण – $CuSO_4\ 5H_2O$ (नीला थोथा)

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 5H_2O \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 H_2O + 4H_2O$$

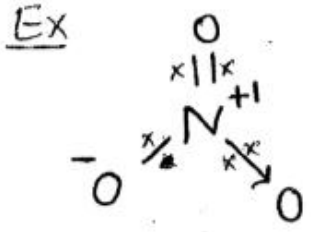
(सुग्राही जल का परीक्षण भी कहते हैं।)



- Cu की समन्वय संख्या 4 होती हैं, क्योंकि $4, H_2O$ अणु Cu से सीधे जुडे हुये हैं।
- यह एक विषैला पदार्थ होता हैं अतः इससे चूहे मारने की दवा का निर्माण किया जाता हैं।



Formal Charge (औपचारिक आवेश)



संयोजी इलेक्ट्रॉन बंधो की संख्या शेष इलेक्ट्रॉनों की संख्या

$$N = 5 - [4 + 0] = +1$$

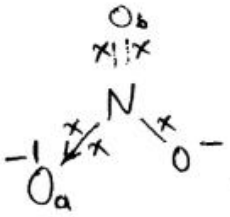
आवेश

- दाता को अम तथा ग्राही को दृअम आवेश देते हैं।

या

- केन्द्र धातु पर अम तथा बाहरी धातु पर $-ve$ आवेश देते हैं।

$O_a = 6 - [1 + 6] = -1$
$O_b = 6 - [2 + 4] = 0$

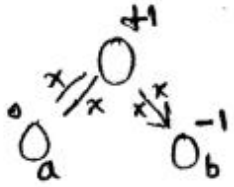


उदाहरण $- O_3$

$O = 6 - [3 + 2] = +1$

$O_a = 6 - [2 + 4] = 0$

$O_b = 6 - [1 + 6] = -1$



उदाहरण $-$

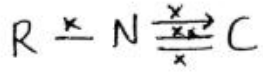
$N = 5 - [4 + 0] = +1$

$C = -1$

N_2O

$N \equiv N \rightarrow 0$

$5 - [4 - 0] = +1$



4. H-बंध (H-Bond)

जब H, (F,O,N) के साथ सीधा जुडा हुआ होता हैं तो H_2 पर $+ve$ तथा दूसरे परमाणु पर $-ve$ आवेश आ जाता हैं। अतः परमाणु आपस में आकर्षण बल से जुड़ जाते हैं जिसे H-बंध कहते हैं।

$[FON - H]$

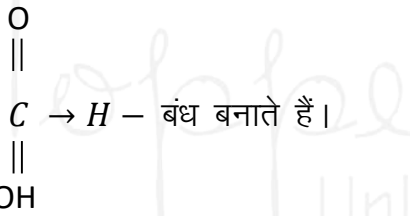
उदाहरण –

$CH_3 - O - CH_3 \rightarrow H -$ बंध नहीं बनाते हैं।

$H - F \rightarrow H -$बंध बनाते हैं।

$NH_3 \rightarrow H -$ बंध बनाते हैं।

$H_2S \rightarrow H -$ बंध नहीं बनाते हैं।



- H-बंध की ऊर्जा 40.80 kJ/mole होती हैं।
- H-बंध की सामर्थ्य का क्रम

$$F > O > N$$

नोट

$$H - F \ldots H > H - O \ldots . H > H - N \ldots H$$

यहाँ H-F-H अधिक प्रबल हैं, क्योंकि F की इलेक्ट्रॉन बंधुता अधिक होती हैं अतः अब बंध भी प्रबल होगा।

जैसे –

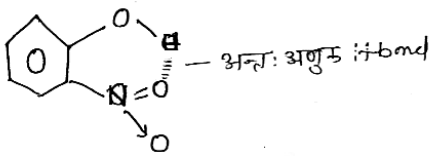
$$\underset{(l)}{H_2O} > \underset{(l)}{HF} > \underset{(g)}{NH_3}$$

- यहाँ H_2O HF से प्रबल H-बंध बनाता हैं, क्योंकि H_2O अणु चार बंध बनाता हैं, जबकि HF एकल बंध, इसलिए H_2O प्रबल बंध होता हैं।
- H-बंध दो प्रकार का होता हैं।

(1) अन्तः अणुक H-बंध :- यह बंध एक ही अणु में पाया जाता हैं।

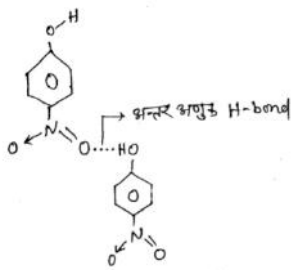
उदाहरण –

O-नाइट्रो फिनोल – भाप में वाष्पशील होता हैं अतः इसको भापीय आसवन विधि से शुद्ध करते हैं।



(2) अन्तरा अणुक H-बंध – यह दो या दो से अधिक समान या अलग–अलग अणुओं के मध्य पाया जाता हैं।

नोट – अणुक H-बंध, अन्तः अणुक H-बंध से अधिक प्रबल होता हैं।



H-बंध के उपयोग

(i) H.बंध से पदार्थ की अवस्था में परिवर्तन आ जाता हैं।

HF –	HCl	H_2O	H_2S
द्रव	गैस	द्रव	गैस

(ii) H-बंध से गलनांक व क्वथनांक में वृद्धि हो जाती हैं।

H_2O $H_2S < H_2Se < H_2T_e < H_2PO < H_2O$

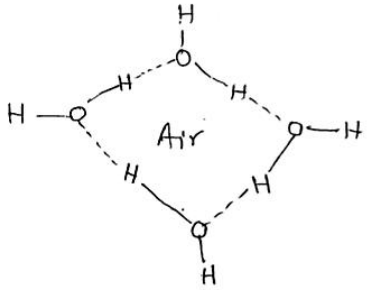
(12 वें वर्ग के हाइड्राइड) H-बंध के कारण गलनांक व क्वथनांक उच्च(↑)

NH_3 $PH_3 < AsH_3 <$ NH_3 $< SbH_3 < BH_3$

- क्वथनांक का बढ़ता हुआ क्रम हैं।
- बाह्य एन्थेल्पी का बढ़ता हुआ क्रम हैं।

(iii) H-बंध से स्थायित्व में वृद्धि होती हैं।

- PH_3 (फास्फीन) एक ज्वलनशील गैस हैं, जबकि NH_3 एक स्थायी गैस हैं।
  बंध – NH_3 व यूरिया $(NH_2 - CO - NH_2)$ जल में अत्यधिक घुलनशील हैं।
- बर्फ में H-बंध की वजह से एक पिंजरेनुमा संरचना का निर्माण हो जाता हैं जिससे बर्फ का आयतन बढ़ जाता हैं और घनत्व घट जाता हैं।
- 4^0C ताप पर H_2O के सभी H-बंध टूट जाते हैं तथा जल के अणु पास–पास हो जाते हैं जिससे घनत्व अधिकतम हो जाता हैं।



(iv) DNA के दो तन्तु आपस में H- बंध से जुड़ जाते हैं।

$A = T$ (दो H-बंध)

$G \equiv C$ (तीन H-बंध)

(v) एल्कोहॉल की आग पानी से बुझ जाती हैं, जबकि पेट्रोल की नही बुझती हैं, क्योंकि एल्कोहॉल जल के साथ H-बंध बना लेता हैं जिसकी वजह से ज्वलन ताप बढ़ जाता हैं।

ज्वलनताप – वह न्यूनतम ताप जिस पर कोई पदार्थ स्वतः आग पकड़ लेता हैं, ज्वलनताप कहलाता हैं।

सफेद फास्फोरस – 30^0

पेट्रोल (भारत) – 125^0

(vi) सोडियम (Na) को पानी में डालने से आग निकलती हैं, क्योंकि H_2 गैस आग पकड़ती हैं।

$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 \uparrow$ (ज्वलनशील गैस)

$NA \xrightarrow{air} Na_2O \xrightarrow{H_2O} NaOH \xrightarrow{CO_2} Na_2CO_3 10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3$

5. धात्विक बंध – यह बंध धातुओं में पाया जाता हैं।

- इस बंध को इलेक्ट्रॉन गैसीय सिद्धान्त से समझते हैं।

$$M \rightarrow M^{+n} + ne^-$$

Karnel मुक्त e^-

- इस प्रकार जालक स्थलों या जालक बिन्दुओं में अवस्थित कर्नेल और संयोजी इलेक्ट्रॉनों के मध्य लगने वाले बल को धात्विक बंध कहते हैं।
  (i) धातु वैधुत की चालक होती हैं, क्योंकि मुक्त e उपस्थित होते हैं।
  (ii) जब धातु के एक सिरे को गर्म करते हैं तो दूसरा सिरा गर्म हो जाता हैं।
  (iii) धातुओं को चादर एवं तार के रूप में ढाला जा सकता हैं।
  (iv) धातु की चालकता ताप बढ़ाने पर घट जाती हैं, क्योंकि प्रतिरोध बढ़ जाता हैं।

  नोट – यह सिद्धान्त चाँदी के उच्च चालकता होने की व्याख्या नहीं करता हैं।
- यह सिद्धान्त यह नहीं बता पाया की अर्द्ध चालक की चालकता ताप बढ़ाने पर बढ़ती क्यों हैं।
- इन दोषों को बैंड सिद्धान्त (Band-Theory) के आधार पर समझा जा सकता हैं।
  बैंड सिद्धान्त – धातू में दो प्रकार की बैंड पाई जाती हैं।

कंडिशन चालन

↕ ΔE = ऊर्जा का अन्तर (निषिद्ध क्षेत्र)

संयोजी

नोट – ΔE के मान का अन्तर जितना अधिक होगा उतना ही प्रतिरोध बढ़ेगा जिससे चालकता घट जायेगी।

- चाँदी में ΔE का अन्तर न्यूनतम होता हैं अतः यह अधिक चालक होती हैं।

$Ag > Au > Cu$ चालकता का क्रम

चालक

↓

ΔE

↑

संयोजी

अर्द्धचालक

- अर्द्ध चालकों में ताप बढ़ाने पर या अशुद्धि मिलाने से इनकी चालकता बढ़ जाती हैं।
  नोट - 0^0k ताप पर अर्द्धचालक, कुचालक में बदल जाता हैं तथा चालक, अतिचालक में बदल जाता हैं।
- Hg (पारा) 4^0k पर अतिचालकता का गुण दर्शाता हैं।

6. वान्डर वाल बंध – यह सबसे दुर्बल आकर्षण वाला बल होता हैं।

- वान्डर वाल बंध निम्न प्रकार का होता हैं –

(i) तात्क्षणिक द्विध्रुव (London बल) –

- यह अध्रुवीय अणुओं में पाया जाता हैं।

उदाहरण –

CO_2 I_g C_6H_6 CCl_4 अक्रिय गैस आदि सभी तात्क्षणिक द्विध्रुव से जुडे होते हैं।
(s) (s)

(ii) द्विध्रुव–द्विध्रुव बल –

- यह बल ध्रुवीय अणुओं में उपस्थित होता हैं।

$H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$ $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$

(iii) द्विध्रुव – उत्प्रेरित द्विध्रुव –

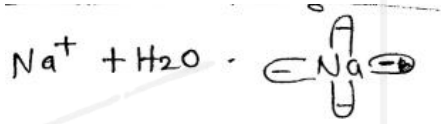
- यह ध्रुवीय तथा अध्रुवीय अणुओं के मध्य पाया जाता हैं

$$I_2 + H^{\delta+}Cl^{\delta-}$$

(iv) आयन्स–द्विध्रुव बल – यह आयन व ध्रुवीय अणुओं के मध्य पाया जाता हैं।

- जलयोजन में एक आयन द्विध्रुव बल पाया जाता हैं।

त्रिकोणिय – त्रिकोणीय



(v) आयन–उत्प्रेरित बल –

$CH_2 = CH_2 \xrightarrow{H^+} CH_2^+ - CH_2^-$

इलेक्ट्रोमेरिक प्रभाव

- जल एक ध्रुवीय पदार्थ हैं जिससे यह एक अच्छा विलायक हैं।

वेसपर सिद्धान्त

- वेसपर सिद्धान्त न्योहोम व गिलेस्पी के द्वारा दी गई हैं।
- किसी यौगिक में संकरण, σ तथा स्प्च की संख्या से निर्धारित करते हैं।

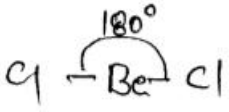
उदाहरण –

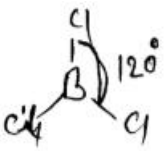
CH_4	NH_3	H_2O
$4 + 0$	$3 + 1$	$2 + 2$

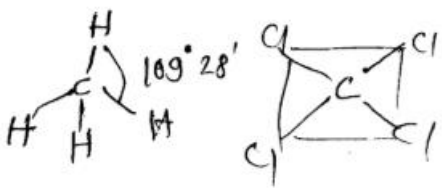
बंध संख्या L.P संख्या

4 4 4 $- SP^3$ संकरण

- अणु में परमाणु एक–दूसरे से अधिकतम दूरी पर पाये जाते हैं जिससे प्रतिकर्षण न्यूनतम होता हैं।







- जब अणु में एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म (L.P) उपस्थित होते हैं तो उसकी आकृति प्रतिकर्षण बल की वजह से विकृत हो जाती हैं।

CH_4		NH_3		H_2O
b.p – b.p	<	L.p – b.p	<	L.p – L.p
चतुष्फलकीय		पिरामिडीय		V आकार की
109^028^1		107^0		104

संकरण

संयोजकता कोश में कुल इलेक्ट्रॉन	बंध युग्मों की संख्या	L.P की संख्या	अणु/आयन की आकृति	संकरण	उदाहरण
2	2	0	रेखीय	SP	$H_gCl_g, B_eF_2, [Ag\ (CN)_2]$
3	3	0	समतलीय त्रिभुजीय	SP^2	BCl_3, SO_3
	2	1	V – आकृति	SP^2	$SnCl_2$
4	4	0	चतुष्फलकीय	SP^3	CH_4
	3	1	त्रिभुज पिरामिड	SP^3	NH_3
	2	2	V आकृति	SP^3	H_2O, OF_2
5	5	0	त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय	SP^3d या dsP^3	$PCl_5, Xe\ O_3\ F_2$
	4	1	अनियमित चतुष्फलकीय	SP^3d या dsP^3	$SF_4, TeCl_4, XeO_2F_2$
	3	2	T- आकृति	SP^3d या dsP^3	$ClF_3, BrF_3, XeOF_2$
6	8	6	रेखीय	d^2SP^3 $/SP^3d^2$	

- केन्द्रीय परमाणु से संयोजी e^- बंध के e^- परमाणु से जुडे कक्षकों की संख्या

$BeCl_2$	$\frac{2+2}{2} = 2$	$\sigma + l.p$ $2+0$	SP	रेखीय
BCl_3	$\frac{3+3}{2} = 3$	$3+0$	SP^2	त्रिकोणीय
$SnCl_2$	$\frac{4+2}{2} = 3$	$2+1$	SP^2	V आकृति
NH_3	$\frac{5+2}{2} = 4$	$3+1$	$S[P^3$	पिरामिडीय
$NH_4{}^+$	$\frac{5+4-1}{2} = 4$	$4+0$	SP^3	चतुष्फलकीय
H_2O	$\frac{6+2}{2} = 4$	$2+2$	SP^3	V आकार
PCl_5	$\frac{5+5}{2} = 5$	$5+0$	SP^3d	त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय
SF_4	$\frac{6+4}{2} = 5$	$4+1$	Sp^3d	झूले जैसी/अनियमित चतुष्फलकीय

ClF_3	$\frac{7+3}{2}=5$	$3+2$	SP^3d	T आकार
XeF_2	$\frac{8+2}{2}=5$	$2+3$	SP^3d	रेखीय
XeF_4	$\frac{8+4}{2}=6$	$4+2$	SP^3d^2	वर्ग समतलीय
XeF_6	$\frac{8+6}{2}=7$	$6+1$	SP^3d^3	विकृत अष्टफलकीय

नोट - O_2 अणु (ऑक्सीजन अणु) हो तो संख्या में नहीं लेते हैं।

- $-ve$ आवेश को जोड़ते हैं।
- $+ve$ आवेश को घटा देते हैं।

$XeOF_4$ – $\frac{8+0+4}{2}=6$ $(\sigma+l.p)$ $(5+[1)$ संकरण SP^3d^2 आकृति वर्ग पिरामिडीय

XeO_3 – $\frac{8+0}{2}=4$ $(3+1)$ SP^3 – पिरामिडीय

SO_4^{-2} – $\frac{6+0+2}{2}=4$ $(4+0)$ SP^3 – चतुष्फलकीय

PO_4^{-3} = $\frac{5+0+3}{2}=4$ $(4+0)$ SP^3 चतुष्फलकीय

BrF_3 – $\frac{7+3}{2}=5$ $(3+2)$ SP^3d T आकार

ICl_2^{-2} – $\frac{7+2+1}{2}=5$ $(2+3)$ SP^3d रेखीय

ICl_2 – $\frac{7+2}{2}=4.5\approx 5$ $(2+3)$ SP^3d रेखीय

NO_2 – $\frac{5+0}{2}=2.5\approx 3$ $(2+1)$ SP^2 त्रिकोणिय

I_3^- – $\frac{7+2+1}{2}=5$ $(2+3)$ SP^3d रेखीय

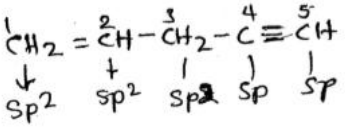
$[I-I-I]^-$

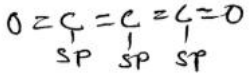
- कार्बनिक पदार्थों में कार्बन का संकरण –

  $0-II-SP^3$

  $1-II-SP^2$

  $2-II-SP^3$

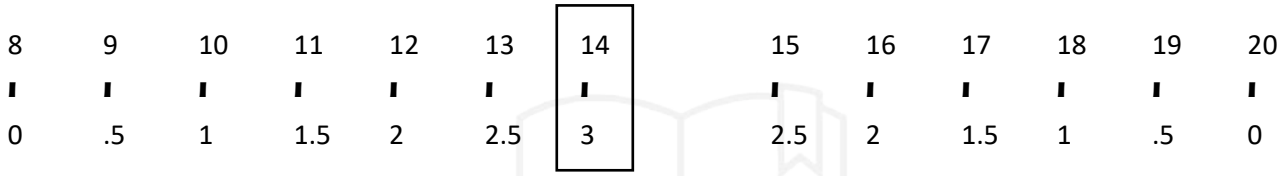




संकरण	$\sigma+l.p$	कोण	आकृति
SP	$2+0$	180^0	रेखीय
SP^2	$3+0$	120^0	त्रिकोणीय
	$2+1$	X	V आकृति
SP^3	$4+0$	$109^0\,28^0$	चतुष्फलकीय
	$3+1$	X	पिरामिडीय
	$2+2$	X	V आकार
SP^3d	$5+0$	$90^0, 120^0$	त्रिकौणीय द्विपिरामिडीय
	$4+1$		झूले जैसी

	$3+2$		T आकार
	$2+3$		रेखीय
SP^3d^2	$6+0$	90^0	अष्टफलकीय
	$5+1$		वर्ग पिरामिडीय
	$4+2$		वर्ग समतलीय
SP^3d^3	$7+0$	$72^0, 90^0$	पंचकोणीय
	$6+1$		द्विपिरामिडीय विकृत अष्टफलकीय

- आण्विक कक्षक सिद्धान्त (MOT)
- हुण्ड और मुलीकन ने विकसित किया था।
- ऑक्सीजन का अणु प्रतिबंधी कक्षक में दो अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होने की वजह से अनुचुम्बकीय गुण दर्शाता हैं।



- सभी **विषम संख्या** वाले e^- **अनुचुम्बकीय होते हैं।**
- अपवाद – 10, 16 इलेक्ट्रॉन वाले अनुचुम्बकीयता को दर्शाते हैं।
- जिनमें इलेक्ट्रॉन समसंख्या में होते हैं, प्रति चुम्बकीय होते हैं।

उदाहरण –

$O_2 = 16$ बंध क्रम = 2	(अनुचुम्बकीय)
$O_2^- = 16+1 = 17e^-$ बंध क्रम $= 1.5$	(अनुचुम्बकीय)
$O_2^{-2} = 16+2 = 18e^- = 1$	(प्रतिचुम्बकीय)
$O_2^+ = 16-1 = 15 = 2.5$	(अनुचुम्बकीय)
$O_2^{+2} = 16-2 = 14 = 3$	(प्रति चुम्बकीय)
$N_2 = 14 = 3$	(प्रतिचुम्बकीय)
$N_2^+ = 14-1 = 13 = 2.5$	(अनुचुम्बकीय)
$N_2^- = 14+1 = 15 = 2.5$	अनुचुम्बकीय
$CO = 6+8 = 14 = 3$	प्रतिचुम्बकीय
$CN^- = 6+7+1 = 14 = 3$	प्रतिचुम्बकीय
$NO^+ = 7+8-1 = 14 = 3$	प्रतिचुम्बकीय
$C_2 = 6+6 = 12 = 2$	प्रतिचुम्बकीय
$B_2 = 5+5 = 10 = 1$	अनुचुम्बकीय
$F_2 = 9+9 = 18 = 1$	प्रतिचुम्बकीय

$Ne_2 = 10 + 10 = 20 = 0$ प्रतिचुम्बकीय

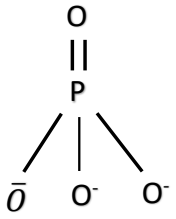
$H_2 = 1 + 1 = 2 = 1$ प्रतिचुम्बकीय

$T_2 = 1 + 1 = 2 = 1$ प्रतिचुम्बकीय

((T_2)ट्रिटियम $-$ H का समस्थानिक)

बहु परमाणुओं का बंध क्रम

$PO_4 -$



कुल बंध

परमाणु की संख्या के मध्य $\frac{5}{4} = 1.25$

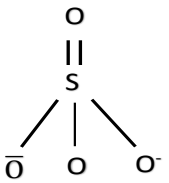
या

1. ऑक्सीजन पर आवेश $= \frac{3}{4} = .75$

2. $.75 = 1.25$ (दो में से हमेशा घटा दो)

$PO_4^{-3} = 4$ ऑक्सीजन पर आवेश $= 3$

- SO_4



$= \frac{6}{4} = 1.5$ बंध क्रम

SO_4^{-2}

4 ऑक्सीजन पर आवेश $= 2$

1 ऑक्सीजन पर आवेश $= \frac{2}{4} = .5$

बंध क्रम $= 2 - .5 = 1.5$

$CO_2 \rightarrow O = C = O = \frac{4}{2} = 2$ बंध क्रम

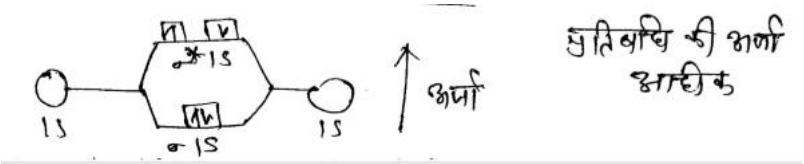
$CO_3^{-2} = \frac{2}{3} = .66 = 2 - .66 = 1.33$

$NO_3^{-} = \frac{1}{3} = .33 = 2 - .33 = 1.66$

$C_6H_6 = 1$ व 2 के मध्य होता हैं।

$Mot -$ हुण्ड और मुलीकन ने दिया।

- जब दो आण्विक कक्षक आपस में क्रिया करते हैं तो आण्विक कक्षको का निर्माण होता हैं।
- एक कक्षक को बंधी कक्षक कहते हैं तथा दूसरे कक्षक को प्रतिबंधी कक्षक कहते हैं।
- प्रतिबंधी कक्षक की ऊर्जा प्रतिकर्षण बल की वजह से अधिक होती हैं।
- प्रतिबंधी कक्षक को स्टार $(*)$ से व्यक्त करते हैं।



- आण्विक कक्षक में इलेक्ट्रॉन भरते समय, ऑफबाऊ हुण्ड, पाउली के नियम का पालन करते हैं।
- ऊर्जा का क्रम $\rightarrow$ परमाणु क्रमांक 7 या कम में

$\sigma 1S < \sigma^{\times} 1S < \sigma 2S < \sigma^{*} 2S < \pi 2Px = \pi 2Py < \sigma 2Pz < \pi gPx$

$= \pi^{*} 2Py < \sigma^{*} 2Pz$

- सात (7) से अधिक –

$\sigma 1s < \sigma^{\times} 1S < \sigma 2S < \sigma^{*} 2S < \sigma 2P_2 < \pi 2Px = \pi 2Py$ समान

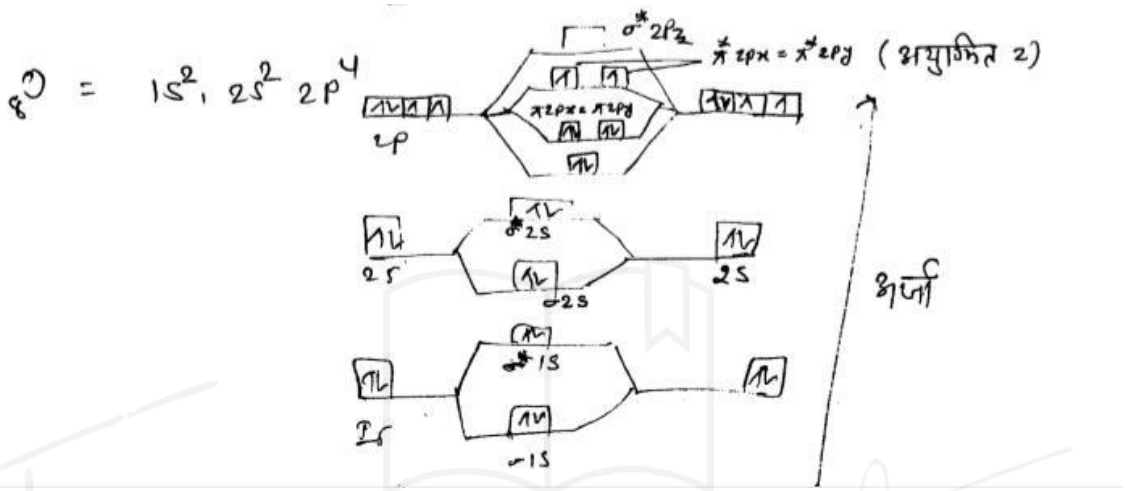
$$\text{बंध क्रम} = \frac{Nb-Na}{2}$$

बंधक्रम ∝ बंध ऊर्जा, स्थायित्व / बंध लम्बाई

प्रश्न – ऑक्सीजन अणु का सचित्र बंध क्रम ज्ञात करो।

हल –

$O_2 = 16 = 2$ अनुचुम्बकीय



बंध क्रम $= \frac{10-6}{2} = \frac{4}{2} = 2$

बंध कोण –

1. **संकरण से देखा जाता हैं।**

$BeCl_2$	BCl_3	CH_4
SP	SP^2	SP^3
180^0	120^0	$109^0\ 28^1$

2. **बंध कोण ∝ 1/एकाकी युग्म**

$H_2O = \sigma + L.P(2+2) = SP^3 = 104^0$

$NH_3 = \sigma + L.P\ (3+1) = SP^3 = 107^0$

$CH_4 = \sigma + L.P\ (4+0) = SP^3 = 109^0\ 28^1$

3. **यदि एकाकी युग्म ($L.P$) समान हो तो –**

बंध कोण ∝ केन्द्रीय परमाणु की विद्युत ऋणता

$O > S$ विद्युत ऋणता

$H_g\underline{O}$	$H_g\underline{S}$
$2+2$	$2+2$
$(\sigma 2 + l.p2)$	$(\sigma 2 + l.P_2)$
104^0	92.5^0