03. रासायनिक बंधन (Chemical Bonding)

➢ **रासायनिक बंधन (Chemical Bonding)–**
कोई भी तत्व अपने बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन रखना चाहता है ताकि वह अक्रिय गैसों के समान ही स्थायी हो सके इसके लिए वह अन्य परमाणुओं के साथ इलेक्ट्रॉनों का आदान-प्रदान करता है या फिर साझेदारी करता है, उसे ही रसायनिक बंध कहते हैं।

➢ **यह तीन प्रकार के होते हैं–**
(i) विद्युत संयोजी/ आयनिक बंधन (Ionic or Electrovalent Bond)
(ii) सहसंयोजी बंधन (Co-Valent Bond)
(iii) उप-सहसंयोजी बंधन (Co-ordinate Bond)

➢ **विद्युत संयोजी अथवा आयनिक बंध (Electrovalent/ Ionic Bond)–** यह Bond electrons के त्याग करने या ग्रहण करने के कारण बनता है अर्थात् यह इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण से बनता है, यह धातुओं तथा अधातुओं के बीच बनता है। धातु इलेक्ट्रॉन को त्यागते हैं जबकि अधातु e^- को ग्रहण करते हैं।

Na	Cl	$\rightarrow Na^+ + Cl^- = NaCl$
2, 8, 1	2, 8, 7	
Ca	O	$\rightarrow Ca^{+2} + O^{-2} = CaO$
2, 8, 8, 2	2, 6	
Mg	O	$\rightarrow Mg^{+2} + O^{-2} = MgO$
2, 8, 2	2, 6	

प्रमुख विद्युत संयोजी यौगिक		
विद्युत संयोजी यौगिक	**सूत्र**	**संघटन आयन**
मैग्नीशियम क्लोराइड	$MgCl_2$	Mg^{2+} और Cl^-
अमोनियम क्लोराइड	NH_4Cl	NH_4^+ और Cl^-
पोटैशियम क्लोराइड	KCl	K^+ और Cl^-
एल्युमिनियम ऑक्साइड	Al_2O_3	Al^{3+} और O^{2-}
कैल्शियम क्लोराइड	$CaCl_2$	Ca^{2+} और Cl^-
सोडियम क्लोराइड	NaCl	Na^+ और Cl^-
कैल्शियम नाइट्रेट	$Ca(NO_3)_2$	Ca^{2+} और NO_3^-
कॉपर सल्फेट	$CuSO_4$	Cu^{2+} और SO_4^{2-}
सोडियम हाइड्रॉक्साइड	NaOH	Na^+ और OH^-

➢ **आयनिक बंधन की विशेषताएँ–**
(i) ये ठोस अवस्था में विद्युत के कुचालक होते हैं किन्तु इनका जलीय विलयन विद्युत का सुचालक होता है।
☛ ये समान्यत: जल में घुलनशील होते हैं।
☛ ये कार्बनिक विलायको (जैसे- बेंजीन (C_6H_6) ईथाइल ऐल्कोहल (C_2H_5OH) में कम घुलनशील होते हैं।
(ii) यह रासायनिक रूप से रवेदार (Crystaline) होते हैं।
(iii) इनका क्वथनांक तथा गलनांक दोनों ही उच्च होता है।

➢ **आयनिक बंध के लिए शर्त (Condition for Ionic Bond)–**
(i) आयनिक Bond में हमेशा इलेक्ट्रॉनों का स्थानांतरण होता है।
(ii) आयनिक Bond बनाने वाले दो तत्वों में से किसी एक का आयनन विभव, इलेक्ट्रॉन बंधुता तथा विद्युत ऋणात्मक अधिक होनी चाहिए जबकि दूसरे की कम होनी चाहिए।

➢ **आयनन विभव (Ionization Potential)–** किसी तत्व के बाहरी Electron को दी गयी वह ऊर्जा जिससे कि वह अपनी कक्षा को छोड़कर चला जाय उसे आयनन ऊर्जा या आयनन विभव कहते हैं।
Note :– जब कभी बाहरी कक्षा में 1, 2 या 3 Electron रहे तो वह स्वयं कक्षा को छोड़कर चला जाता है।
धातुओं का आयनन विभव बहुत ही कम होता है जबकि अधातुओं का आयनन विभव बहुत ही अधिक होता है।

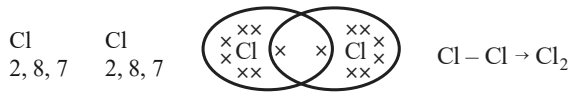
➢ **इलेक्ट्रॉन बंधुता (Electron Affinity)–** Single Electron खींचने की क्षमता को ''इलेक्ट्रॉन बंधुता'' कहते हैं।
☛ सबसे अधिक इलेक्ट्रॉन बंधुता क्लोरीन (Cl) की होती है।

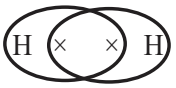
➢ **विद्युत ऋणात्मकता (Electron Negativity)–** Double Electron खींचने की क्षमता को ''विद्युत ऋणात्मकता'' कहते हैं।
☛ सबसे अधिक विद्युत ऋणात्मकता फ्लोरीन (F) की होती है।

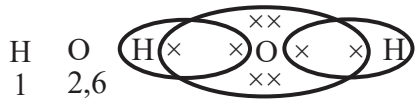
➢ **सहसंयोजक बंधन (Co-valent Bond)–** यह Bond इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी से बनता है न कि आदान-प्रदान करने से अर्थात् इलेक्ट्रॉन को दोनों ही तत्व का बराबर अधिकार होता है।
☛ यह Bond केवल अधातु तथा गैसों में बन सकता है।
☛ यह Bond तब बनता है जब दोनों तत्वों का आयनन विभव, इलेक्ट्रॉन बंधुता तथा विद्युत ऋणात्मकता उच्च हो।
☛ Co-Valent bond तीन प्रकार के होते हैं–
(i) Single Bond (एकल बंधन)
(ii) Double bond (द्वि-बंधन)
(iii) Triple Bond (त्रिबंध)

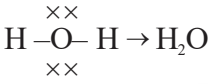
(i) एकल सहसंयोजक बंधन (Single Covalent Bond)– इसमें एक इलेक्ट्रॉन की साझेदारी होती है।

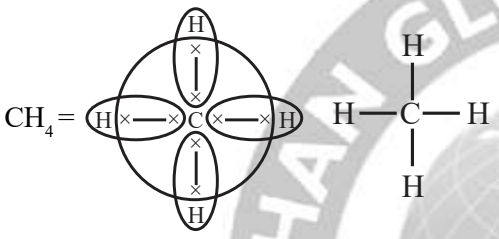
Eg. H_2, Cl_2, H_2O, CH_4





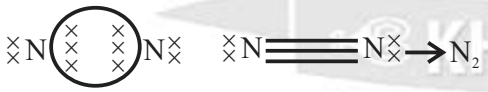


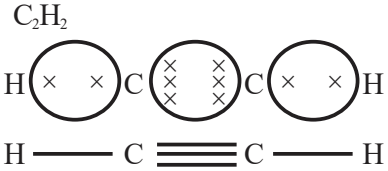




(ii) द्वि-सहसंयोजक बंधन (Double Covalent Bond)– जब दो परमाणुओं के बीच दो e^- की साझेदारी होती है, उसे द्वि-सहसंयोजक बंध कहते हैं।

(iii) त्रि-सहसंयोजक बंधन (Triple Covalent Bond)– जब अधातुओं के बीच $3e^-$ की साझेदारी होती है उसे त्रिह-सहसंयोजक बंधन कहते हैं।





➢ **Co-valent Bond की विशेषताएँ–**

(i) यह बंध अधातुओं के बीच बनता है ये जल में घुलनशील नहीं होते हैं। किंतु कार्बनिक विलायकों (Soluble) में घुलनशील होते हैं।

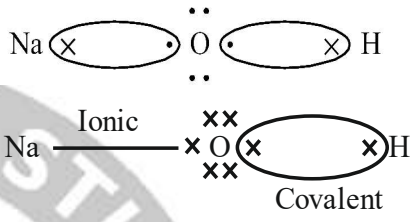
(ii) इनका गलनांक (M.P.) तथा क्वथनांक (B.P.) दोनों निम्न होते हैं।

(iii) इनकी रासायनिक क्रियाशीलता अपेक्षाकृत कम होती है।

शक्तिशाली → ≡ > = > –
बंधन ऊर्जा → ≡ > = > –
क्रियाशीलता → ≡ > = > –
बंधन की दूरी → – > = > ≡

Remarks :– कुछ यौगिक (Compound) ऐसे भी होते हैं जिसमें Ionic Bond तथा Co-valent Bond दोनों पाया जाता है।

Ex:– NaOH



➢ **σ -Bond–** जब S उपकक्षाएँ आपस में मिलती है तो उसे σ-Bond कहते हैं। पहला Bond , σ-Bond होता है। σ-Bond मजबूत होता है अत: यह कम क्रियाशील होता है।

➢ **π-Bond–** जब p उपकक्षाएं आपस में मिलती है। उसे π-Bond कहते हैं। दूसरा तथा तीसरा Bond, π-Bond होता है π-Bond कमजोर होता है। अत: यह अधिक क्रियाशील होता है। Triple bond में दो π-Bond देखे जाते हैं। अत: वह अधिक क्रियाशील होता है।

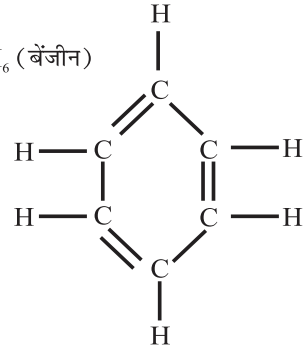
P 88

$O_2 \rightarrow O = O$ $\sigma = 1$, $\pi = 1$

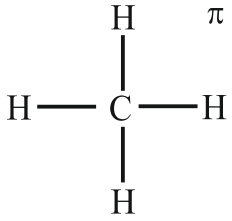
$N_2 \rightarrow N \equiv N$ $\sigma = 1$, $\pi = 2$

$CO_2 \rightarrow O = C = O$ $\sigma = 2$, $\pi = 2$

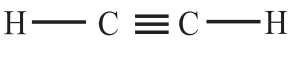
☞ C_6H_6 (बेंजीन) $\sigma = 12$, $\pi = 3$



☞ CH_4 (मिथेन) $\sigma = 4$, $\pi = 0$

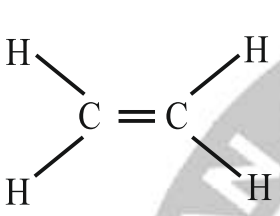


☞ C_2H_2 (एसिटिलीन)



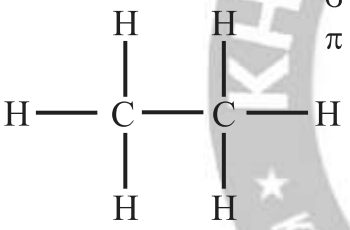
$\sigma = 3$
$\pi = 2$

☞ C_2H_4 (एथिलीन)



$\sigma = 5$
$\pi = 1$

☞ C_2H_6 (एथेन)

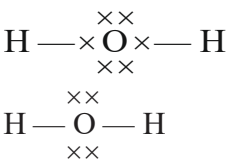


$\sigma = 7$
$\pi = 0$

➢ **निर्जन जोड़ा (Loan Pair)–** Bond के बनने के बाद इलेक्ट्रॉनों का वैसा जोड़ा जो Bond बनने में भाग नहीं लेता है। निर्जन जोड़ा कहलाता है। आयनिक Bond में निर्जन जोड़ा नहीं पाया जाता है। एक Loan Pair Angle को 2.5° कम कर देता है।

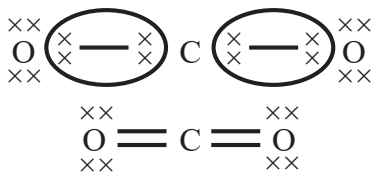
Q. जल में Loan Pair ज्ञात करें?

H_2O



Loan Pair (L.P.) = 2

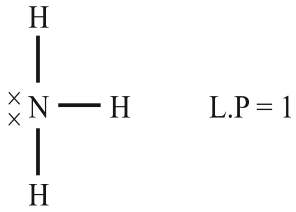
Q. CO_2 में Loan Pair ज्ञात करें?



L.P = 4

Q. NH_3 में Loan Pair ज्ञात करें?

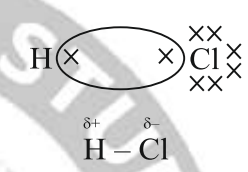
NH_3



L.P = 1

➢ **ध्रुवीय (Polar)–** जब कभी साझेदारी का इलेक्ट्रॉन किसी एक तत्व के प्रभाव में आ जाए और वह बीच में न रहकर किनारे ध्रुव पर चला जाए तो उसे ध्रुवीय कहते हैं। अलग-अलग तत्व के संयोग से Polar बनता है।

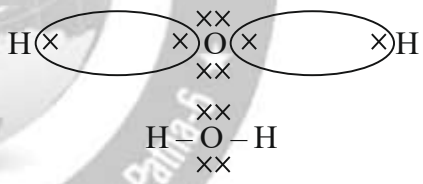
HCl



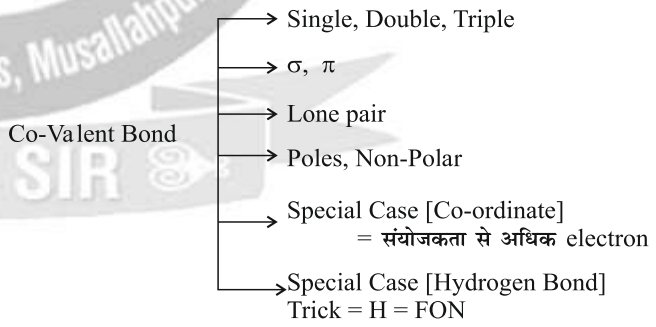
LP = 3
$\sigma = 1$
$\pi = 0$

➢ **अध्रुवीय (Non-Polar)–** जब साझेदारी का इलेक्ट्रॉन किसी भी तत्व के प्रभाव में न आए और बीच में रहे तो उसे Non-Polar कहते हैं।

H_2O



LP = 2
$\sigma = 2$
$\pi = 0$
NP



➢ **Bond Energy –** Bond को तोड़ने में जो ऊर्जा लगता है, उसे Bond Energy कहते हैं।

☞ Single Bond में Bond Energy कम तथा Triple Bond में Bond Energy अधिक लगेगा।

Q. निम्नलिखित में से किसमें Bond Energy अधिक लगेगा?

(i) H – H (ii) O = O
(iii) N ≡ N ✓

1. निम्नलिखित में से किसमें Bond Energy अधिक लगेगा?

(i) C – C (ii) C = C

(iii) C ≡ C ✓

2. निम्नलिखित में से किसमें Bond Energy कम लगेगा?

(i) C – F (ii) C – Br

(iii) C – I ✓

Note :– आयोडीन बड़ा परमाणु है अत: इसका Bond लंबा बनेगा। जिस कारण इसकी Bond Energy कमजोर हो जायेगी।

3. निम्नलिखित में से किसमें Bond Energy सबसे अधिक लगेगा?

(i) C – C (ii) Si – Si

(iii) Ge – Ge (iv) Sn – Sn

Ans. : - (i), (ii), (iii), (iv)

4. निम्नलिखित में से कौन-सा Bond Energy सबसे कमजोर होगा?

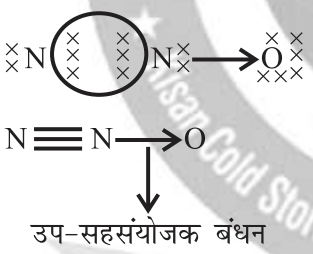
(i) F – F (ii) Cl – Cl

(iii) Br – Br (iv) I – I ✓

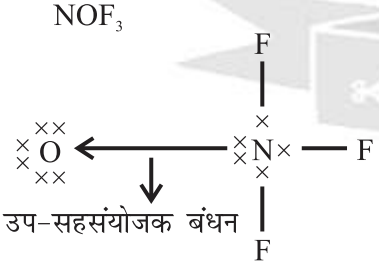
Note :– Periodic Table में जो नजदीक रहेगा वह मजबूत होगा और उसकी लंबाई कम होगी। किंतु जो दूर रहेगा वह कमजोर होगा और उसकी लंबाई अधिक होगी।

➢ **उप-सहसंयोजक बंधन (Co-ordinate Covalent Bond)–** यह सहसंयोजक का ही एक विशेष प्रकार है इसमें साझेदारी दोनों ओर से न होकर एक ओर से ही होती है। इसे तीर (→) द्वारा दिखाते हैं।

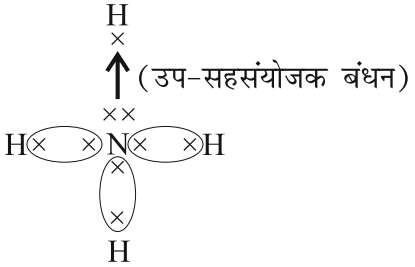
☞ **N_2O**



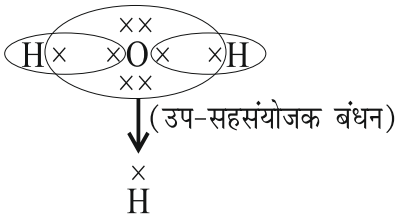
☞ NOF_3



☞ NH_4



☞ H_3O^+ (हाइड्रोनियम आयन)



➢ **Hydrogen Bond–** यह सबसे कमजोर Bond होता है। Hydrogen जब फ्लोरीन, ऑक्सीजन और नाइट्रोजन से अभिक्रिया करता है तो Hydrogen Bond बनते हैं।

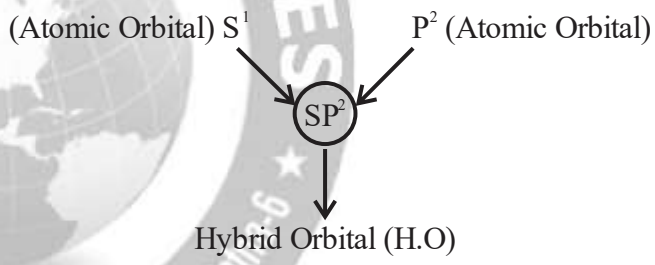
Hydrogen = FON

Eg. :–

$$H = FON - \begin{cases} HF \\ H_2O \\ NH_3 \end{cases}$$

Note:– काँच HF में घुलनशील होता है। काँच पर लिखने के लिए HF का प्रयोग करते हैं।

➢ **संकरन (Hybridisation)–** जब कभी एक उपकक्षा किसी दूसरी कक्षा से मिल जाता है तो उसे संकरन कहते हैं।



➢ **संकरन तीन प्रकार के होते हैं–**

sp, sp^2, sp^3

संकरकक्षा	Hybridisation	आकार	Angle
2 (S, P)	SP	रेखीय	180°
3 (S, P, P)	SP^2	त्रि-विमीय	120°
4 (S, P, P, P)	SP^3	पिरामिड	109°.28'

संकरन = σ-bond + L.P+ Co-ordinate bond

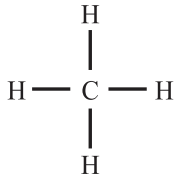
☞ बाहरी कक्षा के Electron को Vailence Electron कहते हैं।

Trick :–

$$\frac{\text{Total Number of Vailence Electron}}{2}$$

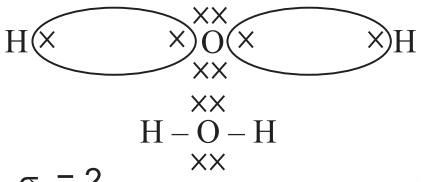
अगर Vailence Electron 8 या 8 से कम हो तो 2 से भाग देते हैं। अगर Vailence Electron 8 से ज्यादा हो तो 8 से भाग देते हैं।

☞ CH_4 में कार्बन का Hybridisation



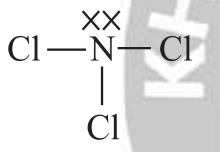
$\sigma = 4$
L.P = 0
C.O = 0
H.O = σ + L.P
= 4 + 0
= 4 = SP^3 = पिरामिड = 109°.28'

☞ H_2O



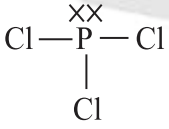
$\sigma = 2$
L.P = 2
H.O = 2 + 2
= 4 = SP^3 = 109 – 5 (2 L.P = 2.5 × 2 = 5)
= 104.5°

☞ NCl_3



$\sigma = 3$
L.P = 1
H.O = 3 + 1
= 4 = SP^3 = 109 – 2.5 (1 L.P = 2.5)
= 106.5°

☞ PCl_3



$\sigma = 3$
L.P = 1
H.O = 3 + 1
= 4 = SP^3 = 109 – 2.5 (1L.P = 2.5)
= 106.5°

(1) $\text{Angle} \propto \frac{1}{\text{Hybridisation}}$

(Hybridisation जितना कम होगा Angle उतना अधिक होगा।)

CO_2	>	CH_4
4 + 12		4 + 1 × 4
$= \frac{16}{8} = 2$		$= \frac{8}{2} = 4$
SP = 180°		SP^3 = 109°.28'

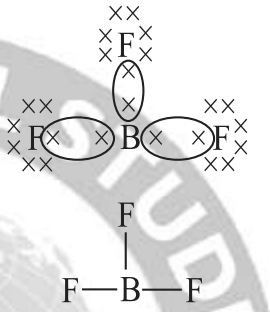
Q. निम्नलिखित को घटते क्रम में सजाएं-

$BeCl_2$ BF_3 CH_4

Ans. SP > SP^2 > SP^3

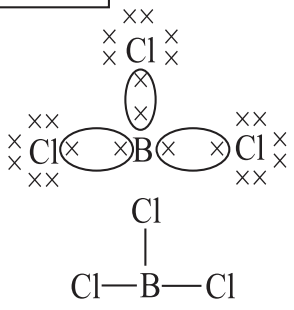
(2) अगर Hybridisation और Lone Pair समान हो तो Angle भी समान होगा।

BF_3



$\sigma = 3$
H.O = 3
SP^2 = 120°

BCl_3

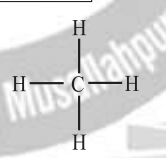


$\sigma = 3$
H.O = 3
SP^2 = 120°

(3) $\text{Angle} \propto \frac{1}{\text{Lone Pair}}$

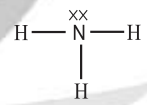
Q. निम्नलिखित में से किसका Angle बड़ा होगा।

CH_4 (मिथेन)



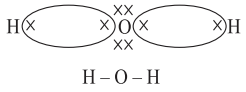
$\sigma = 4$
L.P = 0
H.O = σ + LP
= 4 + 0
= 4
SP^3 = 109°.28'

NH_3



$\sigma = 3$
L.P = 1
H.O = σ + LP
= 3 + 1
= 4
SP^3 = 109 – 2.5
= 106.5°

H_2O



$\sigma = 2$
L.P = 2
H.O = σ + LP
= 2 + 2
= 4
SP^3 = 109 – 5
= 104.5°

☞ हीरा का Hybridisation = SP^3

☞ ग्रेफाइट का Hybridisation = SP^2

Note : – कभी-कभी Hybridisation समान रहने पर भी L.P अलग-अलग रहता है। इस कारण Angle अलग-अलग हो जाता है।

Electronegativity Trick :–

$$F > O > N = Cl^- > Br^- > I^- > C > H$$

Trick : – FON call बहुत आई चल हट।

महत्त्वपूर्ण तथ्य (Important Facts)

☞ सबसे मजबूत बंधन कौन सा होता है?
–एकल बंधन (Single bond)

☞ किस बंधन से युक्त यौगिक सबसे क्रियाशील होते हैं?
–त्रिबंध युक्त (Having triple bond)

☞ कोई परमाणु कितने सहसंयोजक बंध बना सकता है?
–उस परमाणु में जितने कक्षकों में सिर्फ एक इलेक्ट्रॉन होता है।

☞ किस बंध युक्त यौगिकों के क्वथनांक अधिक होते हैं?
–वैद्युत संयोजी यौगिकों के।

☞ किन परिस्थितियों में सहसंयोजकता 4 से अधिक हो सकती है? **–जब किसी परमाणु में उचित ऊर्जा के 4 से अधिक रिक्त कक्षक उपलब्ध होते हैं।**

☞ किस तरह के यौगिक समविन्यासी हो सकते हैं?
–जिनमें परमाणुओं की कुल संख्या व इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या बराबर होती है।

☞ सिग्मा बंधन कब बनता है?**–जब कक्षकों का अतिव्यापन सिरों पर (Head to head) होता है।**

☞ सिग्मा (σ)व पाई (π) बंधों में कौन सा बंधन मजबूत व कौन सा कमजोर होता है?**–π बंधन कमजोर व σ बंधन मजबूत होता है।**

☞ π बंधन के कमजोर होने का क्या कारण है?
–कक्षकों (Orbitals) का क्षेत्र सीमित होना।

☞ संकरण किसकी व्याख्या करता है? **–सहसंयोजक व उपसहसंयोजक यौगिकों के अणुओं की निश्चित ज्यामितीय आकृति की।**

☞ किस अणु का बंधकोण अधिकतम होता है? **–ऐसे अणु जिनकी संरचना रेखीय हो और अणुसूत्र AB_2 प्रकार का हो। जैसे– CO_2, BeF_2, $BeCl_2$ इत्यादि।**

☞ मीथेन (CH_4) की आकृति व बंध कोण कितना होता है?
–आकृति चतुष्फलकीय व बंधकोण 109°28' का होता है।

☞ फेरिक ऑक्साइड में लोहे की संयोजकता कितनी होगी?
–+3
$\therefore \quad Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe^{+++} + 3O^{--}$]

☞ H_2O में ऑक्सीजन की संयोजकता कितनी है? **–दो**

☞ आर्गन (Ar–18) की संयोजकता कितनी है?**–शून्य। कारण यह है कि इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास स्थाई (2, 8, 8) है। अतः यह किसी अन्य तत्व से अभिक्रिया करने की प्रवृत्ति नहीं रखता।**

☞ संयोजकता की इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत किसने प्रतिपादित किया?
–कोसेल तथा लेविस (1919)

☞ किसी तत्व का परमाणु भार बराबर होता है
–तुल्यांकी भार × संयोजकता

☞ विद्युत संयोजक बंधन कैसे बनते हैं?
–इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण द्वारा

☞ रासायनिक बंधन किसे कहते हैं?
–परमाणु जिन बलों से परस्पर संयुक्त रहते हैं।

☞ पदार्थों या तत्वों के बंधन (bond) बनाने की प्रवृत्ति क्यों होती है? **–स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करने के लिए**

☞ सोडियम क्लोराइड में कौन सा बंध होता है?
–वैद्युत संयोजी बंध

☞ $CHCl_3$ में कौन बंध होता है?
–सहसंयोजक बंध (सभी बंध एकल)

☞ सोडियम क्लोराइड (NaCl) व कैल्सियम क्लोराइड में कौन सा बंधन बना है? **–वैद्युत संयोजक बंधन**

☞ एक तत्व तीव्र धन विद्युती व दूसरा तीव्र ऋण विद्युती है। इसके आपस में मिलने पर कौन सा बंध बनने की संभावनाएं हैं?
–वैद्युत संयोजक बंधन

☞ अधिक इलेक्ट्रॉन बंधुता वाला तत्व कैसी प्रवृत्ति का होगा?
–इलेक्ट्रॉन ग्राही प्रवृत्ति का