

OCTOBER '23	M	T	W	T	F	S	S
30	31						
2	3	4	5	6	7	8	9
10	11	12	13	14	15	16	17
18	19	20	21	22	23	24	25
26	27	28	29				

अनुनाद

2023

SEPTEMBER  
TUESDAY  
Day 248-117

05

(Resonance)

जब किसी अणु के लिए समान (या लगभग समान) ऊर्जा की दो या अधिक नुईस संरचनाएँ लिखी जा सकती हैं, तो अनुनाद संकल्पना के अनुसार अणु की वास्तविक संरचना उन सभी संरचनाओं का अनुनाद संकर होती है। यह परिघटना अनुनाद कहलाती है।

अनुनाद के लिए शर्तें:

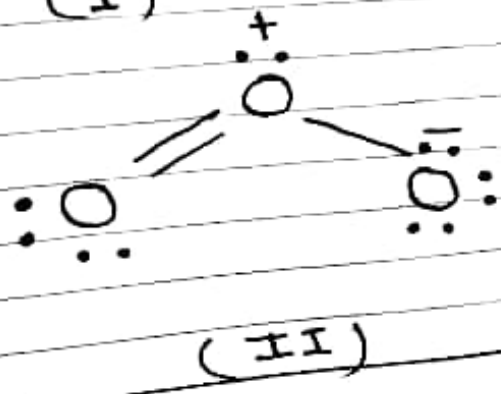
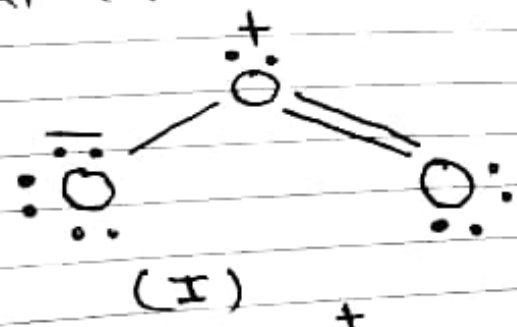
\* अनुनाद के लिए दो शर्तें हैं।

सभी अनुनादी संरचनाओं में:

- (1) परमाणु नाभिकों की स्थिति समान होती है।
- (2) अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है।

अनुनाद के उदाहरण:

ओजोन अणु ( $O_3$ ) के लिए दो समतुल्य नुईस संरचनाएँ I & II लिखी जा सकती हैं।



## 4.22 संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त (Valency Shell Electron Pair Repulsion Theory : VSEPR Theory)

अणुओं (या आयनों) की लूइस संरचनाओं (इलेक्ट्रॉनिक संरचनाओं) से उनकी ज्यामितीय आकृति का अनुमान करने में संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त अर्थात् वैस्पर (VSEPR) सिद्धान्त बहुत महत्वपूर्ण और उपयोगी है।

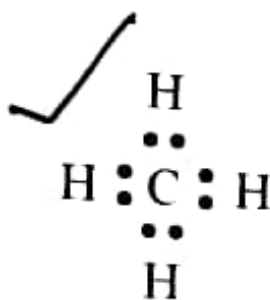
वैस्पर (VSEPR) सिद्धान्त के मुख्य बिन्दु निम्नलिखित हैं :

(1) इलेक्ट्रॉन युग्म एक-दूसरे को प्रबलता से प्रतिकर्षित (repel) करते हैं, अतः अणु में केन्द्रीय परमाणु के संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉन युग्मों की परमाणु के चारों ओर वह व्यवस्था (arrangement) होती है जिसमें इलेक्ट्रॉन युग्म एक-दूसरे से अधिक-से-अधिक सम्भव दूरी पर होते हैं।

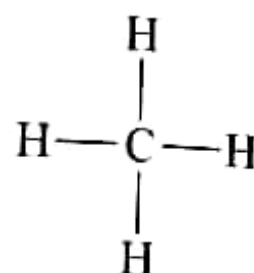
(2) अणु (या आयन) में केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर बन्धों (इलेक्ट्रॉन युग्मों) की ज्यामितीय व्यवस्था परमाणु के संयोजकता कोश में उपस्थित आबन्धी (bonding) और अनाबन्धी (non-bonding) इलेक्ट्रॉन युग्मों की कुल संख्या पर निर्भर करती है (बिन्दु 3 देखिए)। उदाहरणार्थ, मेथेन अणु (CH<sub>4</sub>) में कार्बन परमाणु के संयोजकता कोश में चार इलेक्ट्रॉन युग्म हैं। चारों इलेक्ट्रॉन युग्म आबन्धी (bonding) हैं।

\* σ बन्धों की संख्या या केन्द्रीय परमाणु से सहसंयोजक बन्धों द्वारा सीधे जुड़े परमाणुओं

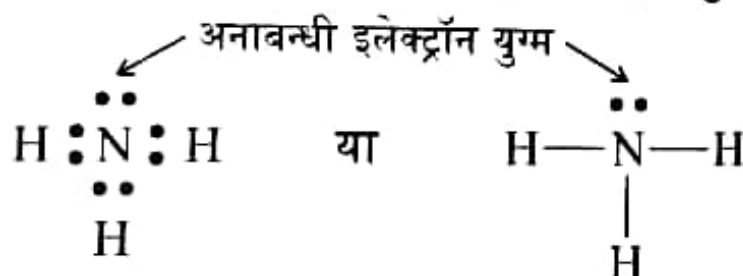
## आधुनिक रसायन विज्ञान (कक्षा 11)



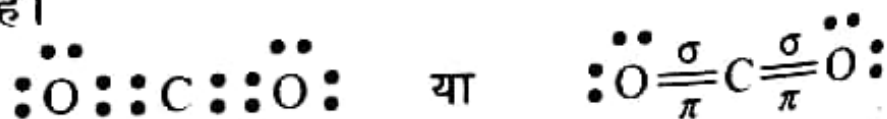
या



अमोनिया ( $\text{:NH}_3$ ) अणु में नाइट्रोजन परमाणु के संयोजकता कोश में चार इलेक्ट्रॉन युग्म हैं जिनमें से एक अनाबन्धी (non-bonding) इलेक्ट्रॉन युग्म और तीन आबन्धी (bonding) इलेक्ट्रॉन युग्म हैं।



(3) लूइस संरचना से किसी अणु (या आयन) की आकृति (shape) का अनुमान करने में केन्द्रीय परमाणु पर स्थित युग्म बन्ध व त्रिक-बन्ध को भी एकल बन्ध मानते हैं क्योंकि अणु की आकृति सिग्मा ( $\sigma$ ) बन्धों की व्यवस्था द्वारा निर्धारित होती है पाई ( $\pi$ ) बन्धों द्वारा नहीं। उदाहरणार्थ,  $\text{CO}_2$  अणु में कार्बन परमाणु से दो ऑक्सीजन परमाणु युग्म बन्धों द्वारा जुड़े हैं। प्रत्येक युग्म बन्ध एक सिग्मा ( $\sigma$ ) और एक पाई ( $\pi$ ) बन्ध होता है।  $\text{CO}_2$  अणु में कार्बन परमाणु पर दो सिग्मा ( $\sigma$ ) बन्ध हैं जिनकी रेखीय व्यवस्था है।



केन्द्रीय

M	T	W	T	F	S	S
30	31					1
2	3	4	5	6	7	8
9	10	11	12	13	14	15
16	17	18	19	20	21	22
23	24	25	26	27	28	29

2023

SEPTEMBER

SATURDAY

Day 252-113

09

(3) धनायन व ऋणायन पर आवेशों की मात्रा :-  
(Amount of charge on the Cation and Anion)

धनायन पर जितना अधिक आवेश होगा, उतना ही धनायन का आकार बड़ा होगा; तथा ऋणायन पर जितना अधिक आवेश होगा ऋणायन का आकार उतना ही बड़ा होगा।

छोटा धनायन व बड़ा ऋणायन होने पर यौगिक में सहसंयोजक गुण अधिक होंगे।

सहसंयोजक गुण  $\propto$  धनायन व ऋणायन पर आवेश की मात्रा

(4) धनायन का अनक्रिय गैस इलेक्ट्रॉन विन्यासः समान साइज और समान आवेश के धनायनों में अक्रिय गैस संरचना के धनायन की तुलना में अनक्रिय गैस संरचना के धनायन की किसी ऋणायन को धुवित करने की क्षमता अधिक होती है।

Ex:  $\text{Ca}^{++}$  और  $\text{Pb}^{++}$  लगभग समान साइज के हैं, परन्तु  $\text{Pb}^{++}$  की धुवणक्षमता  $\text{Ca}^{++}$  से अधिक है।

$\text{Ca}^{++}$  की अक्रिय गैस संरचना (8 इलेक्ट्रॉन संरचना) और  $\text{Pb}^{++}$  की आभासी अक्रिय गैस संरचना (18 इलेक्ट्रॉन संरचना) है।

	M	T	W	T	F	S	S
OCTOBER 23	30	31					1
	2	3	4	5	6	7	8
	9	10	11	12	13	14	15
	16	17	18	19	20	21	22
	23	24	25	26	27	28	29

2023

SEPTEMBER  
THURSDAY  
Day 250-115

07

### फायान्स नियम :-

वासायनिक बन्ध का सह-संयोजी गुण तथा विद्युत संयोजी गुण जिन कारकों पर निर्भर करते हैं, उन्हें फायान्स का नियम कहते हैं।

#### (1) धनायन का आकार :- (Size of cation)

धनायन का आकार जितना बड़ा होगा, उसका नाभिक उतना ही प्रभावी होगा तथा क्लेतायन के इलेक्ट्रॉन अणु को उतना ही अधिक विकृत करेगा तथा यौगिकों में उतने ही अधिक सहसंयोजक गुण होंगे।

$$\text{सहसंयोजक गुण} \propto \frac{1}{\text{धनायन का आकार}}$$

दूसरे शब्दों में धनायन का आकार जितना बड़ा होगा यौगिक में आयनिक गुण उतने ही अधिक होंगे।

$$\text{आयनिक गुण} \propto \text{धनायन का आकार}$$

#### (2) क्लेतायन का आकार (Size of Anion) :-

क्लेतायन का आकार जितना बड़ा होगा, वह विकृत अधिक होगा तथा यौगिक में सहसंयोजक गुण उतने ही अधिक होंगे।

$$\text{सहसंयोजक गुण} \propto \text{क्लेतायन का आकार}$$

क्लेतायन का आकार बड़ा होने पर आयनिक गुण अधिक होंगे।

$$\text{आयनिक गुण} \propto \frac{1}{\text{क्लेतायन का आकार}}$$

$$y = \frac{Ne - (8 \times x)}{2}$$

(जब B, H परमाणु नहीं हैं।)

जहाँ,  $x$  = केन्द्रीय परमाणु A से जुड़े B परमाणुओं की संख्या

$Ne$  = संयोजी कोशों के इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या, (जैसे,  $NH_3$  में,  $Ne = 5 + (3 \times 1) = 8$ ;

$NH_4^+$  में,  $Ne = 5 + (4 \times 1) - 1 = 8$ ; और  $NO_3^-$  में,  $Ne = 5 + (3 \times 6) + 1 = 24$

✓ केन्द्रीय परमाणु A पर एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों  $E$  की संख्या  $y$  की गणना

उदाहरण 1.  $H_2O$  अणु में ऑक्सीजन (O) परमाणु पर एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों  $E$  की संख्या  $y$ ,

$$y = \frac{Ne - (2 \times x)}{2}$$

(जब केन्द्रीय परमाणु से H परमाणु जुड़े होते हैं)

$Ne = H_2O$  में संयोजी कोशों के इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या =  $(2 \times 1) + 6 = 8$

$x = H_2O$  में ऑक्सीजन (O) परमाणु से जुड़े H परमाणुओं की संख्या = 2

अतः,

$$y = \frac{8 - (2 \times 2)}{2} = 2$$

उदाहरण 2.  $SO_2$  अणु में सल्फर परमाणु पर एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों  $E$  की संख्या  $y$ ,

$$y = \frac{Ne - (8 \times x)}{2}$$

(जब केन्द्रीय परमाणु से H परमाणु नहीं जुड़े होते हैं)

$Ne = SO_2$  में संयोजी कोशों के इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या =  $6 + (2 \times 6) = 18$

$x = SO_2$  में सल्फर परमाणु से जुड़े O परमाणुओं की संख्या = 2

अतः,

$$y = \frac{18 - (8 \times 2)}{2} = 1$$

\* समान या भिन्न प्रकार के परमाणु।