

रासायनिक आबंधन तथा आण्विक संरचना

इस अध्याय के सभी महत्वपूर्ण प्रश्न – उत्तर सहित। पहले खुद हल करने की कोशिश करो, फिर उत्तर मिलाओ।

अभ्यास प्रश्न-उत्तर (हर टॉपिक से)

» रासायनिक आबंध क्या है?

प्रश्न 1 (आसान). वह बल जो परमाणुओं को एक साथ बांधे रखता है, उसे क्या कहते हैं?

उत्तर – रासायनिक आबंध (Chemical Bond)

प्रश्न 2 (आसान). क्या कार्बन डाइऑक्साइड (CO) एक अणु है या सिर्फ परमाणु?

उत्तर – एक अणु है, क्योंकि इसमें कार्बन और ऑक्सीजन के परमाणु रासायनिक आबंध से जुड़े हैं।

प्रश्न 3 (मध्यम). अगर रासायनिक आबंध न होता तो हमारे आसपास की चीज़ें कैसी होतीं?

उत्तर – अगर रासायनिक आबंध न होता तो कोई भी अणु या यौगिक नहीं बन पाता, सब कुछ अलग-अलग परमाणुओं के रूप में ही रहता, और हमें कोई ठोस, तरल या गैस नहीं दिखती।

» कोसेल-लुईस अवधारणा और लुईस प्रतीक

प्रश्न 4 (आसान). ऑक्सीजन (O) का लुईस प्रतीक बनाएं, जिसके बाहरी कोश में 6 इलेक्ट्रॉन होते हैं।

उत्तर – O के चारों ओर 6 बिंदु (तीन जोड़े में, या दो जोड़े और दो अकेले)।

प्रश्न 5 (आसान). लिथियम (Li) के बाहरी कोश में 1 इलेक्ट्रॉन होता है। इसका लुईस प्रतीक क्या है?

उत्तर – Li• (Li के पास एक बिंदु)।

प्रश्न 6 (मध्यम). कार्बन (C) के परमाणु क्रमांक 6 है। इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए और लुईस प्रतीक बनाइए।

उत्तर – इलेक्ट्रॉनिक विन्यास: $1s^2 2s^2 2p^2$. बाहरी कोश ($n=2$) में 4 इलेक्ट्रॉन हैं। लुईस प्रतीक: C के चारों ओर 4 बिंदु (जैसे एक-एक करके चारों दिशाओं में)।

प्रश्न 7 (कठिन). सल्फर (S) का परमाणु क्रमांक 16 है। इसके संयोजकता इलेक्ट्रॉन और लुईस प्रतीक क्या होंगे?

उत्तर – इलेक्ट्रॉनिक विन्यास: $1s^2 2s^2 2p 3s^2 3p$ । बाहरी कोश ($n=3$) में $2+4 = 6$ संयोजकता इलेक्ट्रॉन हैं। लुईस प्रतीक: S के चारों ओर 6 बिंदु (जैसे दो जोड़े और दो अकेले इलेक्ट्रॉन)।

» अष्टक नियम (Octet Rule)

प्रश्न 8 (आसान). क्लोरीन (Cl) परमाणु (जिसके संयोजकता कोश में 7 इलेक्ट्रॉन होते हैं) को अष्टक पूरा करने के लिए कितने इलेक्ट्रॉन चाहिए?

उत्तर – 1 इलेक्ट्रॉन

प्रश्न 9 (आसान). अष्टक नियम का मुख्य उद्देश्य क्या है?

उत्तर – स्थिरता प्राप्त करना

प्रश्न 10 (मध्यम). नाइट्रोजन (N) परमाणु (परमाणु क्रमांक 7) कितने इलेक्ट्रॉन साझा करके या प्राप्त करके अपना अष्टक पूरा करेगा?

उत्तर – 3 इलेक्ट्रॉन

प्रश्न 11 (कठिन). एक परमाणु के संयोजकता कोश में 2 इलेक्ट्रॉन हैं। क्या यह अष्टक नियम का पालन कर रहा है? यदि नहीं, तो इसे कितने और इलेक्ट्रॉन चाहिए?

उत्तर – नहीं, यह अष्टक नियम का पालन नहीं कर रहा है। इसे 6 और इलेक्ट्रॉन चाहिए।

» सहसंयोजी आबंध और लुईस बिंदु संरचनाएँ

प्रश्न 12 (आसान). O अणु की लुईस बिंदु संरचना बनाइए।

उत्तर – $:O=O:$

प्रश्न 13 (आसान). HCl अणु में कौन सा आबंध है?

उत्तर – सहसंयोजी आबंध

प्रश्न 14 (मध्यम). CO अणु की लुईस बिंदु संरचना बनाइए और इसमें कार्बन और ऑक्सीजन के बीच कितने द्वि-आबंध हैं?

उत्तर – $:O=C=O:$, दो द्वि-आबंध

प्रश्न 15 (कठिन). अमोनिया (NH) अणु की लुईस बिंदु संरचना बनाइए।

उत्तर – H-N-H (H के नीचे) और नाइट्रोजन पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म

» सरल अणुओं की लुईस संरचनाएँ लिखना

प्रश्न 16 (आसान). CH (मीथेन) अणु की लुईस संरचना में कुल कितने संयोजकता इलेक्ट्रॉन होते हैं?

उत्तर – 8 (कार्बन के 4 और चार हाइड्रोजन के 4)

प्रश्न 17 (आसान). NH (अमोनिया) में केंद्रीय परमाणु कौन सा है?

उत्तर – नाइट्रोजन (N)

प्रश्न 18 (मध्यम). N (नाइट्रोजन अणु) की लुईस संरचना बनाएँ।

उत्तर – NN, प्रत्येक नाइट्रोजन पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म।

प्रश्न 19 (कठिन). SO_2 (सल्फेट आयन) की लुईस संरचना बनाएँ।

उत्तर – केंद्रीय परमाणु सल्फर है, चार ऑक्सीजन से जुड़ा है। इसमें फॉर्मल चार्ज और रेजोनेंस भी होता है। (यह थोड़ा मुश्किल है, लेकिन प्रयास करें!)

» फॉर्मल आवेश का परिकलन

प्रश्न 20 (आसान). हाइड्रोजन परमाणु (H) पर फॉर्मल आवेश कितना होगा, जब वह एक 'single bond' बनाता है और उस पर कोई 'lone pair' नहीं होता?

उत्तर – 0

प्रश्न 21 (आसान). ऑक्सीजन परमाणु (O) पर फॉर्मल आवेश क्या होगा यदि उस पर 4 'lone pair electrons' और 2 'bonded electrons' हों?

उत्तर – $6 - 4 - 1/2(2) = 6 - 4 - 1 = +1$

प्रश्न 22 (मध्यम). नाइट्रोजन परमाणु (N) पर फॉर्मल आवेश ज्ञात करें यदि उस पर 2 'lone pair electrons' और 6 'bonded electrons' हों (जैसे 'triple bond' में)।

उत्तर – $5 - 2 - 1/2(6) = 5 - 2 - 3 = 0$

प्रश्न 23 (कठिन). CO_2 अणु में, प्रत्येक ऑक्सीजन परमाणु पर फॉर्मल आवेश क्या होगा? (केंद्रीय कार्बन से दोनों ऑक्सीजन 'double bond' से जुड़े हैं, और प्रत्येक ऑक्सीजन पर 2 'lone pairs' हैं)।

उत्तर – केंद्रीय कार्बन (C) = $4 - 0 - 1/2(8) = 0$. प्रत्येक ऑक्सीजन (O) = $6 - 4 - 1/2(4) = 0$.

» अष्टक नियम की सीमाएँ

प्रश्न 24 (आसान). निम्नलिखित में से कौन-सा अणु अपूर्ण अष्टक का उदाहरण है: NF या BF?

उत्तर – BF

प्रश्न 25 (आसान). क्या NO एक विषम इलेक्ट्रॉन अणु है?

उत्तर – हाँ

प्रश्न 26 (मध्यम). SF में सल्फर परमाणु के चारों ओर कितने इलेक्ट्रॉन होते हैं और यह किस प्रकार के अष्टक नियम के अपवाद का उदाहरण है?

उत्तर – SF में सल्फर परमाणु के चारों ओर 12 इलेक्ट्रॉन होते हैं (6 बंध युग्म). यह 'प्रसारित अष्टक' का उदाहरण है क्योंकि केंद्रीय परमाणु में 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन हैं.

प्रश्न 27 (कठिन). Xenon (Xe) एक उत्कृष्ट गैस है, फिर भी यह XeF जैसे यौगिक बनाता है. यह अष्टक नियम की किस सीमा को दर्शाता है?

उत्तर – यह अष्टक नियम की इस सीमा को दर्शाता है कि यह उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अक्रियता पर आधारित है, लेकिन कुछ उत्कृष्ट गैसों (जैसे Xe) यौगिक बनाती हैं, जो इस धारणा को चुनौती देता है.

» आयनिक या वैद्युत संयोजी आबंध और जालक एन्थैल्पी

प्रश्न 28 (आसान). आयनिक आबंध में इलेक्ट्रॉनों का क्या होता है?

उत्तर – पूर्ण स्थानांतरण होता है।

प्रश्न 29 (आसान). कौन से आयन आयनिक आबंध बनाते हैं?

उत्तर – धनायन और ऋणायन।

प्रश्न 30 (मध्यम). जालक एन्थैल्पी क्यों महत्वपूर्ण है?

उत्तर – यह आयनिक ठोस की स्थिरता को दर्शाती है।

प्रश्न 31 (कठिन). क्या सभी आयनिक आबंधों में इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी हमेशा ऋणात्मक (ऊर्जा मुक्त) होती है? यदि नहीं, तो क्यों?

उत्तर – नहीं, हमेशा नहीं। कुछ परमाणुओं के लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक (ऊर्जा अवशोषित) भी हो सकती है, खासकर जब दूसरा या तीसरा इलेक्ट्रॉन जोड़ा जाए। हालांकि, आयनिक यौगिकों के लिए कुल जालक एन्थैल्पी का मान इतना बड़ा और ऋणात्मक होता है कि यह यौगिक को स्थिर कर देता है, भले ही प्रारंभिक इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक क्यों न हो।

» आबंध प्राचल: लंबाई, कोण और एन्थैल्पी

प्रश्न 32 (आसान). आबंध लंबाई किसे कहते हैं?

उत्तर – किसी अणु में आबंधित परमाणुओं के नाभिकों के बीच की साम्यावस्था दूरी को आबंध लंबाई कहते हैं।

प्रश्न 33 (आसान). आबंध एन्थैल्पी का मात्रक क्या है?

उत्तर – आबंध एन्थैल्पी का मात्रक kJ mol^{-1} है।

प्रश्न 34 (मध्यम). यदि किसी आबंध की आबंध एन्थैल्पी अधिक है, तो आबंध की मज़बूती पर क्या प्रभाव पड़ेगा?

उत्तर – यदि आबंध एन्थैल्पी अधिक है, तो आबंध अधिक मज़बूत होगा।

प्रश्न 35 (कठिन). पानी (H₂O) में H-O-H आबंध कोण लगभग कितना होता है और यह हमें अणु के बारे में क्या बताता है?

उत्तर – पानी में H-O-H आबंध कोण लगभग 104.5 डिग्री होता है। यह हमें बताता है कि पानी का अणु 'मुड़ा हुआ' या 'बेंट' आकृति का होता है।

» आबंध कोटि और अनुनाद संरचनाएँ

प्रश्न 36 (आसान). H₂S अणु में S-H आबंध की आबंध कोटि क्या है?

उत्तर – 1

प्रश्न 37 (आसान). अनुनाद संरचनाओं को दिखाने के लिए किस तीर का उपयोग किया जाता है?

उत्तर – दो सिरों वाला तीर (↔)

प्रश्न 38 (मध्यम). CO अणु की आबंध कोटि क्या है और इसकी आबंध लंबाई N₂ से ज़्यादा होगी या कम?

उत्तर – CO की आबंध कोटि 3 है। इसकी आबंध लंबाई N₂ से लगभग समान या थोड़ी कम होगी क्योंकि दोनों समइलेक्ट्रॉनी हैं और आबंध कोटि बढ़ने पर आबंध लंबाई घटती है।

प्रश्न 39 (कठिन). अनुनाद संकर की ऊर्जा उसकी विहित संरचनाओं की ऊर्जा से कम क्यों होती है? यह अणु को कैसे प्रभावित करता है?

उत्तर – अनुनाद संकर की ऊर्जा उसकी किसी भी विहित संरचना की ऊर्जा से कम होती है क्योंकि इलेक्ट्रॉन पूरे अणु में 'विस्थानीकृत' (delocalized) हो जाते हैं, जिससे स्थिरता बढ़ जाती है। यह अणु को अधिक 'स्थायित्व' प्रदान करता है और उसकी वास्तविक ऊर्जा को कम कर देता है।

» आबंध-ध्रुवणता और द्विध्रुव आघूर्ण

प्रश्न 40 (आसान). निम्नलिखित में से किसका द्विध्रुव आघूर्ण शून्य नहीं होगा: H, O, HF, F?

उत्तर – HF

प्रश्न 41 (आसान). ध्रुवीय आबंध किन परमाणुओं के बीच बनते हैं – समान या असमान?

उत्तर – असमान परमाणुओं के बीच

प्रश्न 42 (मध्यम). CO का कुल द्विध्रुव आघूर्ण शून्य क्यों होता है, जबकि C-O आबंध ध्रुवीय होते हैं?

उत्तर – क्योंकि CO एक रेखिक अणु है और दोनों C-O आबंध-आघूर्ण परिमाण में समान और दिशा में विपरीत होते हैं, जिससे वे एक-दूसरे को रद्द कर देते हैं।

प्रश्न 43 (कठिन). फाजान्स के नियम का उपयोग करते हुए समझाइए कि AgCl आयनिक होने के बावजूद AgI से कम सहसंयोजी लक्षण क्यों प्रदर्शित करता है?

उत्तर – फाजान्स के नियम के अनुसार, ऋणायन (anion) का आकार बढ़ने पर सहसंयोजी लक्षण बढ़ता है। AgI में I का आकार Cl से बड़ा होता है। बड़े आकार के ऋणायन की 'ध्रुवता' (polarizability) अधिक होती है, यानी धनायन (cation) द्वारा उसके इलेक्ट्रॉन क्लाउड को आसानी से विकृत किया जा सकता है। इसलिए AgI में AgCl की तुलना में अधिक सहसंयोजी लक्षण होता है।

» संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण (VSEPR) सिद्धांत

प्रश्न 44 (आसान). VSEPR सिद्धांत का मुख्य आधार क्या है?

उत्तर – केंद्रीय परमाणु के इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण।

प्रश्न 45 (आसान). एकाकी युग्म और आबंधी युग्म में से किसका प्रतिकर्षण अधिक होता है?

उत्तर – एकाकी युग्म का प्रतिकर्षण अधिक होता है।

प्रश्न 46 (मध्यम). CO अणु की ज्यामिति VSEPR सिद्धांत के अनुसार कैसी होगी? (कार्बन पर कोई एकाकी युग्म नहीं है)

उत्तर – रेखिक (linear)

प्रश्न 47 (कठिन). CH और HO दोनों में केंद्रीय परमाणु पर 4 इलेक्ट्रॉन युग्म हैं (CH में 4 आबंधी युग्म और HO में 2 आबंधी युग्म + 2 एकाकी युग्म)। फिर भी इनकी ज्यामिति अलग-अलग क्यों होती है?

उत्तर – CH की ज्यामिति चतुष्फलकीय होती है क्योंकि उसमें कोई एकाकी युग्म नहीं होता। HO में दो एकाकी युग्म होने के कारण एकाकी युग्म-एकाकी युग्म और एकाकी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण होता है, जो आबंधी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण से अधिक होता है। इसी कारण, HO की ज्यामिति 'मुड़ी हुई' या 'कोणीय' होती है, चतुष्फलकीय नहीं।

» संयोजकता आबंध सिद्धांत और कक्षक अतिव्यापन

प्रश्न 48 (आसान). संयोजकता आबंध सिद्धांत क्या बताता है?

उत्तर – यह सिद्धांत बताता है कि रासायनिक आबंध परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन से बनते हैं।

प्रश्न 49 (आसान). अतिव्यापन का क्या अर्थ है?

उत्तर – यह तब होता है जब दो परमाणु कक्षक एक-दूसरे के क्षेत्र में आंशिक रूप से प्रवेश करते हैं।

प्रश्न 50 (मध्यम). अगर अतिव्यापन ज़्यादा हो, तो आबंध पर क्या फर्क पड़ेगा?

उत्तर – अधिक अतिव्यापन का मतलब है कि आबंध ज़्यादा मज़बूत होगा।

प्रश्न 51 (कठिन). VBT की एक मुख्य सीमा बताइए जो लुईस संरचनाएं नहीं बता पातीं?

उत्तर – यह सिद्धांत अणुओं की 'आबंध वियोजन ऊर्जाएँ' (bond dissociation energies) और 'आबंध लंबाईयाँ' (bond lengths) के भन्नि होने की व्याख्या करता है, जो लुईस संरचनाएं नहीं कर पातीं।

» अतिव्यापन के प्रकार: सिग्मा (σ) और पाई (π) आबंध

प्रश्न 52 (आसान). हाइड्रोजन अणु (H_2) में कौन सा आबंध होता है - सिग्मा या पाई?

उत्तर – सिग्मा (σ) आबंध

प्रश्न 53 (आसान). कौन सा आबंध अधिक प्रबल होता है - सिग्मा या पाई?

उत्तर – सिग्मा (σ) आबंध

प्रश्न 54 (मध्यम). नाइट्रोजन अणु (N_2) में कितने सिग्मा और कितने पाई आबंध होते हैं?

उत्तर – 1 सिग्मा (σ) आबंध और 2 पाई (π) आबंध

» संकरण (Hybridisation)

प्रश्न 55 (आसान). संकरण में भाग लेने वाले कक्षक कैसे होने चाहिए?

उत्तर – उनकी ऊर्जा लगभग समान होनी चाहिए।

प्रश्न 56 (आसान). संकर कक्षकों का आकार और ऊर्जा कैसी होती है?

उत्तर – समान।

प्रश्न 57 (मध्यम). अगर एक परमाणु में 1s और 3p कक्षक संकरण में भाग लेते हैं, तो संकरण का प्रकार क्या होगा?

उत्तर – sp^3 संकरण।

प्रश्न 58 (कठिन). संकरण की प्रक्रिया में इलेक्ट्रॉनों का उत्तेजन (excitation) हमेशा आवश्यक होता है या नहीं? समझाएं।

उत्तर – नहीं, इलेक्ट्रॉनों का उत्तेजन हमेशा आवश्यक नहीं होता है। संकरण में कभी-कभी अर्ध-भृत (half-filled), पूर्ण-भृत (fully-filled) या खाली कक्षक भी भाग ले सकते हैं, बशर्ते उनकी ऊर्जा लगभग समान हो।

» संकरण के प्रकार: sp , sp^2 , और sp^3

प्रश्न 59 (आसान). CH_4 (मीथेन) अणु में केंद्रीय कार्बन परमाणु पर कौन सा संकरण होता है?

उत्तर – sp^3 संकरण

प्रश्न 60 (आसान). यदि किसी अणु में sp^2 संकरण है, तो उसकी ज्यामिति क्या होगी?

उत्तर – त्रिकोणीय समतलीय (trigonal planar)

प्रश्न 61 (मध्यम). H_2O (जल) अणु की ज्यामिति क्या होती है और उसमें कौन सा संकरण होता है? आबंध कोण भी बताइए।

उत्तर – H_2O में sp^3 संकरण होता है, ज्यामिति मुड़ी हुई (bent) या कोणीय होती है, और आबंध कोण लगभग 104.5° होता है।

प्रश्न 62 (कठिन). C_2H_4 (एथीन) अणु में प्रत्येक कार्बन परमाणु पर कौन सा संकरण होता है? इस अणु में सिग्मा (σ) और पाई (π) आबंधों की संख्या भी बताएं।

उत्तर – C_2H_4 में प्रत्येक कार्बन परमाणु पर sp^2 संकरण होता है। इसमें 5 सिग्मा (σ) आबंध (4 C-H और 1 C-C) और 1 पाई (π) आबंध (C-C के बीच) होते हैं।

हल किए हुए उदाहरण (step-by-step)

उदाहरण 1. बताओ, पानी (H_2O) के अणु में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के परमाणु किस चीज़ से जुड़े होते हैं?

- › पहला कदम: पहचानो कि पानी एक अणु है, जो परमाणुओं से मिलकर बना है।
- › दूसरा कदम: याद करो कि परमाणुओं को अणुओं में कौन सी ताकत बांधे रखती है।
- › तीसरा कदम: यह आकर्षण बल ही रासायनिक आबंध कहलाता है।

उत्तर – पानी (H_2O) के अणु में हाइड्रोजन और ऑक्सीजन के परमाणु 'रासायनिक आबंध' से जुड़े होते हैं।

उदाहरण 2. फ्लोरिन (F) का परमाणु क्रमांक 9 है। इसका लुईस प्रतीक (Lewis Symbol) बनाएं और बताएं कि इसके संयोजकता इलेक्ट्रॉन कितने हैं।

› पहला कदम, हम फ्लोरिन (F) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखेंगे। परमाणु क्रमांक 9 है, तो इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा $1s^2 2s^2 2p^5$

› दूसरा कदम, हम देखेंगे कि इसके सबसे बाहरी कोश (valence shell) में कितने इलेक्ट्रॉन हैं। यहाँ, दूसरा कोश ($n=2$) बाहरी कोश है, और इसमें $2s^2$ के 2 इलेक्ट्रॉन और $2p$ के 5 इलेक्ट्रॉन, कुल $2+5 = 7$ इलेक्ट्रॉन हैं।

› तीसरा कदम, अब हम 'Lewis Symbol' बनाएंगे। 'F' लिखेंगे और उसके चारों ओर इन 7 इलेक्ट्रॉनों को बिंदुओं के रूप में दिखाएंगे। सामान्यतः इन्हें दो-दो के जोड़े में रखा जाता है और एक अकेला बिंदु भी हो सकता है।

› तो, F के चारों ओर सात बिंदु। जैसे :F: (ऊपर दो, नीचे दो, दाएं दो, और बाएं एक)।

उत्तर – फ्लोरिन के संयोजकता इलेक्ट्रॉन 7 हैं। इसका लुईस प्रतीक होगा F जिसके चारों ओर 7 बिंदु होंगे, जो 2 जोड़े (lone pairs) और 1 अकेला बंदी (unpaired electron) बनाते हैं।

उदाहरण 3. ऑक्सीजन (O) परमाणु का परमाणु क्रमांक 8 है। अष्टक नियम के अनुसार, यह कितने इलेक्ट्रॉन प्राप्त करके अपना अष्टक पूरा करेगा?

› सबसे पहले, ऑक्सीजन के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को लिखते हैं: $1s^2 2s^2 2p^4$

› अब, इसके संयोजकता कोश (सबसे बाहरी कोश, जो कि दूसरा कोश है) में इलेक्ट्रॉनों की संख्या देखते हैं। इसमें $2s^2$ से 2 और $2p$ से 4 इलेक्ट्रॉन हैं, कुल $2 + 4 = 6$ संयोजकता इलेक्ट्रॉन।

› अष्टक नियम के अनुसार, परमाणु को अपने बाहरी कोश में 8 इलेक्ट्रॉन चाहिए।

› ऑक्सीजन के पास अभी 6 इलेक्ट्रॉन हैं। इसे 8 इलेक्ट्रॉन पूरे करने के लिए $8 - 6 = 2$ और इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता है।

› तो, ऑक्सीजन दो इलेक्ट्रॉन प्राप्त करके या साझा करके अपना अष्टक पूरा करेगा।

उत्तर – ऑक्सीजन को अपना अष्टक पूरा करने के लिए 2 और इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता है।

उदाहरण 4. N अणु की लुईस बिंदु संरचना बनाइए।

› स्टेप 1: सबसे पहले 'Total number of valence electrons' निकालो। नाइट्रोजन (N) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 5 है, तो इसके बाहरी कोश में 5 इलेक्ट्रॉन होते हैं। N में दो नाइट्रोजन परमाणु हैं, तो कुल संयोजकता इलेक्ट्रॉन $= 5 + 5 = 10$ ।

› स्टेप 2: 'Draw a single bond between the nitrogen atoms'। एक सिंगल बॉन्ड का मतलब है 2 इलेक्ट्रॉन साझा हुए। (N–N)

› स्टेप 3: 'Distribute the remaining electrons as lone pairs' ताकि प्रत्येक नाइट्रोजन का अष्टक पूरा हो जाए। हमारे पास 10 में से 2 इलेक्ट्रॉन इस्तेमाल हो गए, बचे 8। दोनों N को 6-6 और चाहिए।

› स्टेप 4: अगर अष्टक पूरा नहीं हो रहा, तो 'Convert lone pairs into multiple bonds'। अभी अगर हम 3-3 lone pair दोनों N को दें तो बीच में सिर्फ एक बॉन्ड है, तो N का अष्टक पूरा नहीं हो रहा ($2+6=8$)। अब हम एक-एक lone

pair को उठाकर बीच में 'shift' करेंगे, जिससे डबल बॉन्ड बनेगा। फरि भी N का अष्टक पूरा नहीं हो रहा ($4+4=8$)। एक और lone pair को 'shift' करेंगे तो 'triple bond' बन जाएगा।

› स्टेप 5: अब देखो, 'NN' के दोनों तरफ 1-1 'lone pair' बचा। कुल 10 इलेक्ट्रॉन इस्तेमाल हो गए (ट्रिपल बॉन्ड के 6 और दोनों lone pair के 4)। अब हर N के पास 6 (बॉन्ड के) + 2 (lone pair के) = 8 इलेक्ट्रॉन हो गए। 'Octet is complete for both atoms'.

› फाइनल संरचना: :NN:

उत्तर – N की लुईस बिंदु संरचना में, दोनों नाइट्रोजन परमाणुओं के बीच एक त्रि-आबंध (Triple Bond) होता है और प्रत्येक नाइट्रोजन परमाणु पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म (Lone Pair) होता है।

उदाहरण 5. CO (कार्बन डाइऑक्साइड) अणु की लुईस बिंदु संरचना लिखें।

› पहला चरण: कुल संयोजकता इलेक्ट्रॉन गिनें। कार्बन (C) के पास 4 वैलेंस इलेक्ट्रॉन होते हैं, और ऑक्सीजन (O) के पास 6. CO में एक C और दो O हैं, तो कुल इलेक्ट्रॉन = $4 + (2 \times 6) = 4 + 12 = 16$ वैलेंस इलेक्ट्रॉन।

› दूसरा चरण: केंद्रीय परमाणु चुनें। 'Least electronegative atom' केंद्रीय परमाणु होता है। कार्बन ऑक्सीजन से कम विद्युत् ऋणात्मक है, तो कार्बन केंद्रीय परमाणु होगा। संरचना होगी: O C O

› तीसरा चरण: परमाणुओं को एकल आबंध से जोड़ें। C को दोनों O परमाणुओं से एक-एक एकल आबंध से जोड़ें। (O—C—O)। इसमें 4 इलेक्ट्रॉन (दो आबंध $\times$ 2 इलेक्ट्रॉन प्रति आबंध) का उपयोग हुआ।

› चौथा चरण: बचे हुए इलेक्ट्रॉन अन्य परमाणुओं पर बाँटें। हमारे पास $16 - 4 = 12$ इलेक्ट्रॉन बचे हैं। पहले बाहरी परमाणुओं (ऑक्सीजन) का ऑक्टेट पूरा करें। प्रत्येक ऑक्सीजन को 6 इलेक्ट्रॉन (3 एकाकी युग्म) दें। अब दोनों ऑक्सीजन के 8-8 इलेक्ट्रॉन पूरे हो गए। ($6 + 6 = 12$ इलेक्ट्रॉन उपयोग हुए)।

› पांचवां चरण: यदि केंद्रीय परमाणु का ऑक्टेट पूरा न हो, तो बहु-आबंध बनाएँ। अब देखो, कार्बन के पास सिर्फ 4 इलेक्ट्रॉन (दो एकल आबंध से) हैं, जबकि उसे 8 चाहिए। तो, हम प्रत्येक ऑक्सीजन से एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म (lone pair) लेकर उसे कार्बन और ऑक्सीजन के बीच द्वि-आबंध (double bond) में बदल देंगे।

› अब संरचना ऐसी दिखेगी: $O=C=O$ । हर ऑक्सीजन के पास अब 2 एकाकी युग्म (4 इलेक्ट्रॉन) और 2 आबंध (4 इलेक्ट्रॉन) हैं, कुल 8। और कार्बन के पास 4 आबंध (8 इलेक्ट्रॉन) हैं। सभी परमाणुओं का ऑक्टेट पूरा है और कुल 16 इलेक्ट्रॉन इस्तेमाल हुए हैं।

उत्तर – $O=C=O$, जहाँ प्रत्येक ऑक्सीजन पर दो एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म भी हैं।

उदाहरण 6. Ozone (O₃) अणु में केंद्रीय ऑक्सीजन परमाणु (O₂) पर फॉर्मल आवेश की गणना करें, जहाँ एक ऑक्सीजन परमाणु से 'single bond' और दूसरे से 'double bond' जुड़ा है, और केंद्रीय ऑक्सीजन पर 'one lone pair' है।

› केंद्रीय ऑक्सीजन (O₂) के लिए, मुक्त परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉन = 6.

› केंद्रीय ऑक्सीजन पर अनाबंधी इलेक्ट्रॉन (lone pair) = 2 (एक lone pair मतलब 2 इलेक्ट्रॉन).

› केंद्रीय ऑक्सीजन से आबंधी इलेक्ट्रॉन = 6 (एक double bond में 4 इलेक्ट्रॉन और एक single bond में 2 इलेक्ट्रॉन = $4+2=6$).

› सूत्र का प्रयोग करें: फॉर्मल आवेश = मुक्त परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉन - अनाबंधी इलेक्ट्रॉन - $1/2$ (आबंधी इलेक्ट्रॉन).

› फॉर्मल आवेश = $6 - 2 - 1/2 (6) = 6 - 2 - 3 = +1$.

उत्तर – केंद्रीय ऑक्सीजन परमाणु पर फॉर्मल आवेश +1 है।

उदाहरण 7. LiCl, BeH और BCl में केंद्रीय परमाणु के अष्टक की स्थिति बताइए।

› LiCl में, Li केंद्रीय परमाणु है। Li के पास 1 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होता है और वह एक Cl के साथ एक एकल बंध बनाता है। तो, Li के चारों ओर केवल 2 इलेक्ट्रॉन हैं (1 बंध युग्म), जो 8 से कम हैं। यह 'अपूर्ण अष्टक' का उदाहरण है।

› BeH में, Be केंद्रीय परमाणु है। Be के पास 2 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होते हैं और वह 2 H के साथ दो एकल बंध बनाता है। तो, Be के चारों ओर 4 इलेक्ट्रॉन हैं (2 बंध युग्म), जो 8 से कम हैं। यह भी 'अपूर्ण अष्टक' का उदाहरण है।

› BCl में, B केंद्रीय परमाणु है। B के पास 3 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होते हैं और वह 3 Cl के साथ तीन एकल बंध बनाता है। तो, B के चारों ओर 6 इलेक्ट्रॉन हैं (3 बंध युग्म), जो 8 से कम हैं। यह भी 'अपूर्ण अष्टक' का उदाहरण है।

उत्तर – Li, Be, और B तीनों ही केंद्रीय परमाणु हैं और इनके पास 8 से कम इलेक्ट्रॉन हैं। ये सभी 'अपूर्ण अष्टक' के

उदाहरण हैं, जहाँ अष्टक नियम का पालन नहीं होता है।

उदाहरण 8. NaCl (सोडियम क्लोराइड) में आयनिक आबंध कैसे बनता है, और जालक एन्थैल्पी क्या भूमिका निभाती है?

› पहला कदम: सोडियम (Na) परमाणु एक इलेक्ट्रॉन खोकर धनायन (Na^+) बनाता है। इस प्रक्रिया को 'आयनन एन्थैल्पी' कहते हैं, जो ऊर्जा लेती है।

› दूसरा कदम: क्लोरीन (Cl) परमाणु उस इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करके ऋणायन (Cl^-) बनाता है। इस प्रक्रिया को 'इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी' कहते हैं, जो ऊर्जा छोड़ती है (या कभी-कभी लेती भी है)।

› तीसरा कदम: Na^+ (गैसीय) और Cl^- (गैसीय) आयन एक-दूसरे को आकर्षित करके ठोस NaCl बनाते हैं। इस प्रक्रिया में बहुत अधिक ऊर्जा बाहर निकलती है, जिसे हम 'जालक एन्थैल्पी' कहते हैं।

› निष्कर्ष: भले ही पहले दो चरणों में कुछ ऊर्जा लगती हो, लेकिन जालक एन्थैल्पी के रूप में इतनी ज्यादा ऊर्जा निकलती है कि कुल मिलाकर NaCl का बनना 'ऊष्माक्षेपी' और 'स्थिर' होता है। जालक एन्थैल्पी ही आयनिक यौगिक की स्थिरता का मुख्य कारण है।

उत्तर – NaCl में आयनिक आबंध इलेक्ट्रॉनों के पूर्ण स्थानान्तरण से Na^+ और Cl^- आयन बनने से होता है, और इन आयनों के बीच का स्थिरवैद्युत आकर्षण बल एक स्थिर क्रिस्टल जालक बनाता है। जालक एन्थैल्पी इस क्रिस्टल की स्थिरता को परिभाषित करती है।

उदाहरण 9. जल (H_2O) के अणु में O-H आबंध की औसत आबंध एन्थैल्पी ज्ञात कीजिए, यदि पहले O-H आबंध को तोड़ने के लिए 502 kJ mol^{-1} और दूसरे O-H आबंध को तोड़ने के लिए 427 kJ mol^{-1} ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

- › पहला O-H आबंध तोड़ने की ऊर्जा = 502 kJ mol^{-1}
- › दूसरा O-H आबंध तोड़ने की ऊर्जा = 427 kJ mol^{-1}
- › कुल आबंध तोड़ने की ऊर्जा = $502 + 427 = 929 \text{ kJ mol}^{-1}$
- › तोड़े गए आबंधों की संख्या = 2
- › औसत आबंध एन्थैल्पी = कुल ऊर्जा / आबंधों की संख्या

उत्तर – औसत आबंध एन्थैल्पी = $929 / 2 = 464.5 \text{ kJ mol}^{-1}$

उदाहरण 10. CO_3^{2-} (कार्बोनेट आयन) की अनुनाद संरचनाओं को समझाइए और बताइए इसकी वास्तविक आबंध लंबाई का क्या मतलब है?

› सबसे पहले, कार्बोनेट आयन (CO_3^{2-}) की एक सामान्य लुईस संरचना बनाते हैं, जिसमें केंद्रीय परमाणु कार्बन से तीन ऑक्सीजन परमाणु जुड़े होते हैं। इसमें एक $\text{C}=\text{O}$ द्विआबंध और दो $\text{C}-\text{O}$ एकल आबंध होंगे।

› अब, इस लुईस संरचना के अनुसार, एक कार्बन-ऑक्सीजन द्विआबंध की लंबाई 121 pm होनी चाहिए और दो कार्बन-ऑक्सीजन एकल आबंध की लंबाई 143 pm होनी चाहिए।

› लेकिन, प्रायोगिक रूप से पता चलता है कि कार्बोनेट आयन में 'तीनों कार्बन-ऑक्सीजन आबंधों की लंबाई समान होती है' और यह लगभग 129 pm होती है। यह मान न तो एकल आबंध का है और न ही द्विआबंध का, बल्कि दोनों के बीच का है।

› क्योंकि एक लुईस संरचना इस प्रायोगिक तथ्य को नहीं समझा सकती, हम अनुनाद संकल्पना का उपयोग करते हैं। हम तीन 'विहित संरचनाएँ' बनाते हैं जहाँ द्विआबंध तीनों ऑक्सीजन परमाणुओं के बीच अपनी स्थिति बदलता रहता है।

› इन तीनों विहित संरचनाओं का 'अनुनाद संकर' ही कार्बोनेट आयन की वास्तविक संरचना को दर्शाता है। इस संकर में, प्रत्येक कार्बन-ऑक्सीजन आबंध 'आंशिक द्विआबंध लक्षण' रखता है, जिसका अर्थ है कि तीनों बॉन्ड न तो पूरी तरह एकल हैं और न ही पूरी तरह द्विआबंध, बल्कि लगभग 1.33 की आबंध कोटि वाले हैं।

› इसी 'आंशिक द्विआबंध लक्षण' के कारण तीनों आबंधों की लंबाई समान (129 pm) पाई जाती है, जो एकल और द्विआबंध की औसत लंबाई के करीब है।

उत्तर – कार्बोनेट आयन (CO_3^{2-}) की वास्तविक संरचना को तीन विहित लुईस संरचनाओं के 'अनुनाद संकर' द्वारा दर्शाया जाता है। इसी अनुनाद के कारण, इसके तीनों कार्बन-ऑक्सीजन आबंधों की लंबाई समान (लगभग 129 pm) पाई जाती है, जो एकल और द्विआबंध की औसत लंबाई होती है, और इसकी आबंध कोटि 1.33 होती है।

उदाहरण 11. NH (अमोनिया) और NF (नाइट्रोजन ट्राइफ्लोराइड) दोनों की आकृति पिरामिडीय होती है और नाइट्रोजन परमाणु पर 'एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म' (lone pair of electrons) होता है। बताइए किसका 'द्विध्रुव आघूर्ण' (dipole moment) अधिक होगा और क्यों?

› सबसे पहले, हमें यह समझना होगा कि NH और NF दोनों में नाइट्रोजन (N) केंद्रीय परमाणु है और उस पर एक 'एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म' (lone pair) है।

› NH में, N-H आबंध ध्रुवीय होते हैं क्योंकि नाइट्रोजन की 'वैद्युत ऋणात्मकता' (electronegativity) हाइड्रोजन से ज्यादा है। इलेक्ट्रॉन नाइट्रोजन की तरफ खिंचते हैं। साथ ही, एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म का आघूर्ण भी नाइट्रोजन से बाहर की ओर होता है। ये सभी 'आबंध-आघूर्ण' (bond moments) और 'एकाकी युग्म आघूर्ण' (lone pair moment) एक ही दिशा में जुड़ते हैं, जिससे 'कुल द्विध्रुव आघूर्ण' (net dipole moment) बढ़ जाता है।

› NF में, N-F आबंध ध्रुवीय होते हैं, लेकिन फ्लोरीन (F) की वैद्युत ऋणात्मकता नाइट्रोजन से ज्यादा होती है। तो, इलेक्ट्रॉन फ्लोरीन की तरफ खिंचते हैं। इसके कारण N-F आबंध के आघूर्ण नाइट्रोजन से बाहर फ्लोरीन की ओर होते हैं।

› लेकिन 'एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म' का आघूर्ण नाइट्रोजन से बाहर की ओर होता है, जो N-F आबंधों के परिणामी आघूर्ण की 'विपरीत दिशा' (opposite direction) में काम करता है।

› इस 'विपरीत प्रभाव' (opposing effect) के कारण NF का कुल द्विध्रुव आघूर्ण NH की तुलना में बहुत कम हो जाता है।

› NH का द्विध्रुव आघूर्ण लगभग 1.47 D (Debye) होता है, जबकि NF का लगभग 0.23 D होता है।

उत्तर – NH का द्विध्रुव आघूर्ण NF से अधिक होगा क्योंकि NH में आबंध-आघूर्ण और एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म का आघूर्ण एक ही दिशा में जुड़कर कुल आघूर्ण को बढ़ा देते हैं, जबकि NF में ये आघूर्ण एक-दूसरे के विपरीत काम करते हैं जिससे कुल आघूर्ण कम हो जाता है।

उदाहरण 12. NH अणु की ज्यामिति VSEPR सिद्धांत के आधार पर बताओ।

- › 1. सबसे पहले केंद्रीय परमाणु पहचानो: NH में नाइट्रोजन (N) केंद्रीय परमाणु है।
- › 2. नाइट्रोजन के संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या: नाइट्रोजन के बाहरी कोश में 5 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- › 3. आबंधी युग्मों की संख्या: नाइट्रोजन 3 हाइड्रोजन परमाणुओं से जुड़ा है, तो 3 आबंधी युग्म (N-H, N-H, N-H) हैं।
- › 4. एकाकी युग्मों की संख्या: कुल संयोजकता इलेक्ट्रॉन (5) - आबंध बनाने में लगे इलेक्ट्रॉन (3) = 2 इलेक्ट्रॉन बचे। इन 2 इलेक्ट्रॉनों का 1 एकाकी युग्म बनता है।
- › 5. कुल इलेक्ट्रॉन युग्म: 3 आबंधी युग्म + 1 एकाकी युग्म = 4 इलेक्ट्रॉन युग्म।
- › 6. इन 4 इलेक्ट्रॉन युग्मों के लिए न्यूनतम प्रतिकर्षण वाली व्यवस्था 'चतुष्फलकीय' (tetrahedral) होती है। लेकिन यहाँ 1 एकाकी युग्म है।
- › 7. प्रतिकर्षण का क्रम: एकाकी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण, आबंधी युग्म-आबंधी युग्म प्रतिकर्षण से अधिक होता है।
- › 8. परिणाम: इस ज्यादा प्रतिकर्षण के कारण, एकाकी युग्म आबंधी युग्मों को नीचे की ओर धकेलता है।
- › 9. अतः NH की ज्यामिति 'त्रिकोणीय पिरामिडी' (trigonal pyramidal) होगी, और आबंध कोण (107°) चतुष्फलकीय कोण (109.5°) से कम हो जाता है।

उत्तर – NH अणु की ज्यामिति 'त्रिकोणीय पिरामिडी' होती है।

उदाहरण 13. H अणु के निर्माण को संयोजकता आबंध सिद्धांत के आधार पर समझाइए।

› पहला चरण: दो हाइड्रोजन परमाणु (A और B) जिनमें प्रत्येक का एक नाभिक (NA, NB) और एक इलेक्ट्रॉन (eA, eB) होता है, एक-दूसरे के करीब आते हैं।

› दूसरा चरण: जब वे बहुत दूर होते हैं, तो कोई आकर्षण या प्रतिकर्षण नहीं होता। जैसे-जैसे वे करीब आते हैं, तो आकर्षण बल (नाभिक-इलेक्ट्रॉन, जैसे NA-eB) और प्रतिकर्षण बल (नाभिक-नाभिक NA-NB, इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन eA-eB) दोनों उत्पन्न होते हैं।

› तीसरा चरण: 'प्रयोगात्मक तौर पर यह पाया गया है कि नए आकर्षण बलों का मान नए प्रतिकर्षण बलों के मान से अधिक होता है।' मतलब, आकर्षण ज्यादा होता है।

› चौथा चरण: 'इसके परिणाम-स्वरूप दोनों परमाणु एक-दूसरे के करीब आते हैं तथा उनकी स्थितिज ऊर्जा कम हो जाती है।' एक ऐसी स्थिति आती है जहाँ कुल ऊर्जा सबसे कम होती है, और यहीं पर 'स्थायी आबंध' (stable bond) बनता है।

› पांचवां चरण: इस न्यूनतम ऊर्जा स्थिति में, दोनों हाइड्रोजन परमाणुओं के '1s' कक्षक एक-दूसरे में 'आंशिक रूप से अंतर्भेदन' (partially interpenetrate) करते हैं, जिसे 'कक्षक अतिव्यापन' (orbital overlap) कहते हैं।

› छठा चरण: इस अतिव्यापन के कारण, विपरीत चक्रण वाले इलेक्ट्रॉन 'युग्मित' (paired) हो जाते हैं, और एक 'सहसंयोजी आबंध' (covalent bond) बन जाता है, जिससे H अणु का निर्माण होता है।

उत्तर – H अणु का निर्माण दो H परमाणुओं के '1s' कक्षकों के 'अतिव्यापन' और विपरीत चक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों के युग्मन से होता है, जिसके परिणामस्वरूप न्यूनतम ऊर्जा और अधिकतम स्थिरता प्राप्त होती है।

उदाहरण 14. कार्बन-कार्बन द्विआबंध (C=C) में कितने सिग्मा और कितने पाई आबंध होते हैं?

› हमें 'कार्बन-कार्बन द्विआबंध' दिया गया है, जिसका मतलब है दो कार्बन परमाणुओं के बीच दो आबंध हैं।

› याद रखो, जब दो परमाणु जुड़ते हैं, तो उनके बीच पहला आबंध हमेशा 'सिग्मा आबंध' ही बनता है। यह 'सिरेवार अतिव्यापन' से बनता है।

› यदि एक से अधिक आबंध बनते हैं (जैसे 'द्विआबंध' या 'त्रिआबंध'), तो पहले 'सिग्मा आबंध' के बाद वाले सभी अतिरिक्त आबंध 'पाई आबंध' होते हैं।

› C=C में, पहला आबंध 'सिग्मा आबंध' होगा।

› दूसरा आबंध, जो अतिरिक्त है, वह 'पाई आबंध' होगा।

उत्तर – कार्बन-कार्बन द्विआबंध (C=C) में 1 सिग्मा (σ) आबंध और 1 पाई (π) आबंध होता है।

उदाहरण 15. NH₃ (अमोनिया) अणु में नाइट्रोजन परमाणु का संकरण प्रकार क्या है और उसकी ज्यामिति क्या होती है?

› सबसे पहले, नाइट्रोजन के संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की संख्या देखें। नाइट्रोजन के पास 5 संयोजकता इलेक्ट्रॉन होते हैं।

› NH₃ में, नाइट्रोजन 3 हाइड्रोजन परमाणुओं के साथ 'sigma bonds' बनाता है।

› नाइट्रोजन पर एक 'lone pair of electrons' भी होता है।

› संकरण संख्या (Steric Number) = 'number of sigma bonds' + 'number of lone pairs' = 3 + 1 = 4

› संकरण संख्या 4 होने पर, संकरण का प्रकार 'sp³' होता है।

› sp³ संकरण में, आदर्श ज्यामिति 'tetrahedral' (चतुष्फलकीय) होती है। लेकिन 'lone pair' की वजह से ज्यामिति थोड़ी बदल जाती है, और यह 'pyramidal' (पिरामिडीय) हो जाती है।

उत्तर – NH₃ में नाइट्रोजन परमाणु का संकरण 'sp³' होता है, और उसकी ज्यामिति 'पिरामिडीय' होती है।

उदाहरण 16. BeCl₂ अणु में केंद्रीय परमाणु बेरिलियम (Be) पर किस प्रकार का संकरण होता है और इसकी ज्यामिति क्या होगी?

› सबसे पहले, 'Be' का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखेंगे। ग्राउंड स्टेट में, 'Be' का विन्यास है 1s² 2s²।

› अब, 'Be' को 'Cl' के साथ बॉन्ड बनाने के लिए उत्तेजित अवस्था (excited state) में लाते हैं, ताकि वह 'अयुग्मित इलेक्ट्रॉन' बना सके। एक 2s इलेक्ट्रॉन 2p कक्षक में चला जाता है। अब विन्यास है 1s² 2s¹ 2p¹।

› यहां, एक '2s' कक्षक और एक '2p' कक्षक आपस में मिलकर 'संकरण' करते हैं। 'One s' और 'one p' कक्षक मिलकर 'दो sp संकर कक्षक' बनाते हैं।

› क्योंकि 'sp संकरण' हुआ है, 'BeCl₂' की 'ज्यामिति रैखिक (linear)' होगी, और 'आबंध कोण 180°' होगा।

उत्तर – BeCl₂ अणु में केंद्रीय परमाणु Be पर sp संकरण होता है, और इसकी ज्यामिति रैखिक (linear) होती है।

बोर्ड परीक्षा के लिए खास

• यह अवधारणा बोर्ड परीक्षाओं के लिए बहुत महत्वपूर्ण है क्योंकि यह पूरे अध्याय की नींव है। इसकी परिभाषा को अच्छे से याद रखना और उदाहरणों से समझना ज़रूरी है।

• यह अवधारणा रासायनिक आबंधों की नींव है, इसलिए 'लुईस प्रतीकों' को बनाना और 'अष्टक नियम' को समझना बोर्ड परीक्षा के लिए बहुत ज़रूरी है। अक्सर 2-3 नंबर के प्रश्न सीधे 'लुईस प्रतीक' बनाने पर आ जाते हैं।

• यह नियम 'सहसंयोजक आबंध' और 'आयनिक आबंध' को समझने का आधार है, इसलिए इसे अच्छे से समझो, क्योंकि इससे जुड़े सवाल ज़रूर आते हैं।

- लुईस संरचनाएँ बोर्ड परीक्षा में बहुत बार पूछी जाती हैं। खास करके CO, N, NH जैसी सामान्य अणुओं की संरचनाएँ अच्छे से समझ लेना। हर परमाणु का 'octet' पूरा हो रहा है या नहीं, यह जरूर जाँच लेना!
- यह टॉपिक 'board exams' के लिए बहुत महत्वपूर्ण है! CO, NH, HO जैसे अणुओं की लुईस संरचनाएँ अक्सर 2-3 नंबर के प्रश्न में पूछी जाती हैं। 'Practice different examples' – खूब सारे उदाहरणों का अभ्यास करके जाओ, ताकि कोई गलती न हो।
- यह विषय बोर्ड परीक्षाओं में अक्सर 'अष्टक नियम के अपवादों' के रूप में पूछा जाता है। उदाहरणों के साथ इनकी पहचान करना और समझाना सीख लो।
- जालक एन्थैल्पी की परिभाषा और इसका आयनिक यौगिकों की स्थिरता से संबंध पर आधारित प्रश्न अक्सर बोर्ड परीक्षाओं में पूछे जाते हैं, इसे अच्छे से समझना!
- आबंध एन्थैल्पी से जुड़े सवाल सीधे सूत्र पर आधारित होते हैं, या फिर किसी बहुपरमाणुक अणु की औसत आबंध एन्थैल्पी निकालने को आ सकता है। मात्रक (kJ mol⁻¹) लिखना न भूलें।
- अनुनाद संरचनाएँ बनाते समय, सुनिश्चित करें कि नाभिकों की स्थिति और कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या सभी विहित संरचनाओं में समान रहें। कार्बोनेट आयन (CO₃²⁻) और ओजोन (O₃) के उदाहरणों पर विशेष ध्यान दें, ये अक्सर परीक्षा में पूछे जाते हैं।
- संयोजकता आबंध सिद्धांत और 'अतिव्यापन' की अवधारणा बोर्ड परीक्षा में अक्सर 3-4 नंबर के प्रश्न के रूप में पूछी जाती है। H अणु का उदाहरण देकर समझाना बहुत जरूरी है।
- सिग्मा और पाई आबंध के अंतर को चित्र सहित समझें और उदाहरणों में सिग्मा/पाई आबंधों की संख्या गिनना सीखें, ये बोर्ड परीक्षा में अक्सर पूछा जाता है।
- संकरण से जुड़े सवाल 'अणु की ज्यामिति' और 'आबंध कोण' को निर्धारित करने वाले होते हैं। उदाहरणों (जैसे CH₄, NH₃, H₂O) को ध्यान से समझना और उनका संकरण व ज्यामिति याद रखना बहुत महत्वपूर्ण है।
- यह टॉपिक बोर्ड परीक्षाओं के लिए बहुत महत्वपूर्ण है! अणु का नाम देकर उसका संकरण, ज्यामिति और आबंध कोण अक्सर पूछा जाता है। उदाहरणों को ध्यान से समझना और अभ्यास करना।

एक नज़र में रिवीज़न

- › रासायनिक आबंध: परमाणुओं को अणुओं में बांधने वाला आकर्षण बल।
- › कोसेल-लुईस: अष्टक पूरा करने की प्रवृत्ति; लुईस प्रतीक: संयोजकता इलेक्ट्रॉन बिंदु के रूप में।
- › अष्टक नियम: परमाणु 8 संयोजकता इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर स्थिरता पाते हैं।
- › सहसंयोजी आबंध: इलेक्ट्रॉन साझा, लुईस संरचनाएँ: साझा और एकाकी इलेक्ट्रॉन दिखाते हैं, अष्टक पूरा करते हैं।
- › लुईस संरचनाएँ: कुल संयोजकता इलेक्ट्रॉन, केंद्रीय परमाणु, एकल आबंध, ऑक्टेट पूरा करें, बहु-आबंध।
- › अष्टक नियम की सीमाएँ: अपूर्ण अष्टक, विषम इलेक्ट्रॉन, प्रसारित अष्टक, उत्कृष्ट गैस यौगिक।
- › आयनिक आबंध: इलेक्ट्रॉनों का पूर्ण स्थानांतरण; जालक एन्थैल्पी: आयनिक ठोस की स्थिरता।
- › आबंध प्राचल: लंबाई (दूरी), कोण (आकृति), एन्थैल्पी (ताकत) बताते हैं।
- › आबंध कोटि = आबंधों की संख्या। अनुनाद: कई लुईस संरचनाएँ अनुनाद संकर (स्थायित्व)।
- › VBT: परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन आबंध बनाता है; अधिक अतिव्यापन = अधिक प्रबल आबंध।
- › अतिव्यापन दो प्रकार: सिग्मा (सिरेवार, प्रबल), पाई (पार्श्व, दुर्बल, सिग्मा के साथ)।
- › संकरण: विभिन्न ऊर्जा के कक्षक मिलकर समान ऊर्जा व आकार के संकर कक्षक बनाते हैं, जो अणु की ज्यामिति निर्धारित करते हैं।
- › संकरण के प्रकार (sp, sp², sp³): कक्षक मिश्रण, ज्यामिति, आबंध कोण