सुप्रभात सभी लोग आज
हम देखेंगे कि रासायनिक बंधन क्या है रासायनिक बंधन
परमाणुओं के बीच एक प्रकार के आकर्षण का उल्लेख करते हैं यह रसायन विज्ञान का बहुत महत्वपूर्ण सिद्धांत है
इसलिए बंधन के बारे में समझना बहुत
महत्वपूर्ण है एक अणु की किसी भी संपत्ति को समझाने के लिए उदाहरण के लिए एक ले लो कार्बन डाइऑक्साइड कार्बन
डाइऑक्साइड एक ग्रीनहाउस गैस है, जो ग्रीनहाउस गैसों में से एक है, यह वातावरण में मौजूद है, यह
पृथ्वी की सतह से गर्मी को फैलने नहीं दे रही है, जिसके परिणामस्वरूप
पृथ्वी की सतह पर तापमान बढ़ जाता है, लेकिन अगर आप ऐसा मानते हैं यह केवल
वातावरण में मौजूद कार्बन डाइऑक्साइड ही नहीं है, अन्य गैसें हैं उदाहरण के लिए नाइट्रोजन और o2
बड़ी मात्रा में मौजूद हैं, लेकिन उन्हें ग्रीनहाउस गैस नहीं कहा जाता है, लेकिन यदि
आप वातावरण में मौजूद कार्बन डाइऑक्साइड की मात्रा को देखें तो यह है केवल 0.
04 प्रतिशत लेकिन
यह ग्लोबल वार्मिंग में योगदान देता है क्या कारण है कि यह मौजूद बंधन की प्रकृति के साथ कुछ करना है
कार्बन डाइऑक्साइड में यह एक कार्बन डाइऑक्साइड संरचना है
ठीक है यह एक रैखिक अणु है और ठीक है और केंद्रीय परमाणु कार्बन
है जो दो ऑक्सीजन परमाणुओं से जुड़ा और घिरा हुआ है
इसलिए यह इसके रासायनिक बंधन के कारण है
ठीक है यह ग्लोबल वार्मिंग में योगदान देता है
इसलिए आप पता है कि ऊष्मा ऊर्जा
अवरक्त विकिरणों से संबंधित है
इसलिए कार्बन डाइऑक्साइड का एक बंधन पैटर्न इस तरह से है
कि यह अवरक्त क्षेत्र में प्रकाश को अवशोषित करता है जो गर्मी से संबंधित है यही कारण है कि
कार्बन डाइऑक्साइड ग्लोबल वार्मिंग में योगदान देता है तो आप इससे कर सकते हैं लेकिन अगर
आप n2 या o2 में बॉन्डिंग की उस प्रकृति को देखते हैं तो वे इसमें योगदान नहीं दे रहे हैं,
क्योंकि उनमें बॉन्डिंग की प्रकृति है
इसलिए यह समझना अधिक महत्वपूर्ण हो जाता
है कि बॉन्डिंग की प्रकृति क्या है।
प्रत्येक अणु में बॉन्डिंग को कैसे समझा
जाए,
इसलिए यदि आप तत्वों को देखते हैं तो तत्व अणु अणु बनाने के लिए गठबंधन करते
हैं, तत्वों की तुलना में कम ऊर्जा होती है,
इसलिए बॉन्ड फॉर्म के बाद अणु की ऊर्जा
तत्वों की तुलना में कम होती है, क्यों परमाणुओं के बीच
संबंध को समझाने के लिए हमें बंधन को समझने के लिए इन चीजों को ध्यान में रखना होगा
और आइए मॉडल से
मॉडल तथाकथित इलेक्ट्रोस्टैटिक क्षमता ऊर्जा मॉडल पर विचार करें।
ठीक इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा
मॉडल इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा मॉडल इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा मॉडल
इसलिए इस इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा अवधारणा का उपयोग करके परमाणुओं के बीच संबंध
को समझा जा सकता है ,
इसलिए इस
अवधारणा के तहत इलेक्ट्रोस्टैटिक ऊर्जा द्वारा दी जाती है जो अनुपात द्वारा दी गई समस्या को चार्ज करने के लिए सीधे
आनुपातिक होती है।
चार्ज q1 और q2 और फिर
चार्ज के बीच की दूरी के व्युत्क्रमानुपाती होता है
इसलिए इलेक्ट्रोस्टैटिक ऊर्जा एक बार
फिर से उनके लिए सीधे आनुपातिक होती है उन चार्ज का उत्पाद और
उनके बीच की दूरी के व्युत्क्रमानुपाती
इसलिए यदि आपके पास नकारात्मक नकारात्मक चिह्न का चार्ज है
और यदि आपके पास एक कण है और इसका चार्ज है सकारात्मक ठीक है जब वे एक-दूसरे के पास आते हैं
क्योंकि एक कण सकारात्मक होता है दूसरा कण नकारात्मक होता है वे एक-दूसरे के प्रति आकर्षित होते हैं जब
वे एक-दूसरे के पास आते हैं तो ऊर्जा कम हो रही है ठीक है क्योंकि एक कण पर चार्ज
नकारात्मक है और दूसरा काम दूसरे पर चार्ज है कण सकारात्मक है,
उम सकारात्मक नकारात्मक का उत्पाद नकारात्मक है

Prof@IITK

इसलिए ऊर्जा नकारात्मक हो जाती
है जैसे ही वे ठीक पहुंचते हैं, ऊर्जा नकारात्मक हो जाती है, जब
कणों के बीच की दूरी कम हो जाती है तो ऊर्जा और नकारात्मक हो जाती है,
इसलिए ऊर्जा अंततः घट जाती है जब दो
कण विपरीत रूप से चार्ज होते हैं एक दूसरे के पास जाते हैं l ऋणात्मक हो जाता है क्योंकि कण कण एक दूसरे के पास आते हैं
इसलिए यदि हमारे पास हाँ है उदाहरण के लिए हम ma
cation लेते हैं जैसे कि एक प्लस उम बी प्लस के पास आ रहा है क्षमा करें बी माइनस जब वे एक दूसरे के पास आते
हैं तो उनके बीच एक आकर्षण होता है ऊर्जा जैसे-जैसे इन कणों के बीच की दूरी घटती जाती है, वैसे-वैसे
घटती जाती है तो और फिर यह एक न्यूनतम ऊर्जा तक पहुंच जाता है
जहां वे स्थिर होते हैं ठीक है जहां वे अधिकतम न्यूनतम ऊर्जा प्राप्त
करते हैं जिसे इस तरह एक आरेख द्वारा दर्शाया जा सकता है यह एक संभावित ऊर्जा क्षमता
है किलो जूल प्रति मोल में इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा और यह है
नाभिक के बीच की दूरी कणों के बीच की दूरी अब यदि आप कहते हैं कि यह एक ऊर्जा है तो शून्य शून्य है और फिर कण एक समय में
दूर हो
जाते हैं
इसलिए यहां दो कण हैं एक कण है जो इसका चार्ज सकारात्मक है और यहां बी है
कण का आवेश ऋणात्मक होता है और वे एक-दूसरे के पास जाते हैं, ठीक है,
इसलिए सिस्टम की ऊर्जा
कम हो जाती है, ठीक है, जब वे एक-दूसरे के पास जाते हैं तो दूसरी ऊर्जा घट जाती है जिसे इस आरेख द्वारा दर्शाया जा सकता है
क्योंकि यह ऐसा है
इसलिए वे एक-दूसरे के और भी करीब और करीब पहुंचते हैं।

ऊर्जा कम हो जाती है
इसलिए मैं आरेख डाल रहा हूं ऊर्जा शून्य है
ऊपर है और सकारात्मक नीचे नकारात्मक है
इसलिए यह ऊर्जा नकारात्मक हो जाती है क्योंकि यह फिर से
कम से कम दर्द होता है और फिर उसके बाद यह ठीक हो जाता है, जैसा कि मैंने पहले समझाया था कि यह आवेशों का एक
उत्पाद है, संतुलन ऊर्जा सीधे आवेशों के उत्पाद के
समानुपाती होती है और दूरी के व्युत्क्रमानुपाती होती है ताकि कण एक-दूसरे के पास पहुंचें
सिस्टम की ऊर्जा कम हो जाता है और यहां न्यूनतम तक पहुंच जाता है ठीक है उसके बाद ऊर्जा फिर से बढ़ जाती
है क्या कारण है कि आपको इसमें शामिल करना है यदि आप एक कण ठीक लेते हैं या आयनों में इलेक्ट्रॉन
और नाभिक होते हैं तो वे एक दूसरे से कितना संपर्क कर सकते हैं इतना या यह ज्यादा नहीं, वे
एक-दूसरे के पास एक निश्चित दूरी से अधिक नहीं पहुंच सकते हैं ठीक है तो क्या होगा यदि वे बहुत
करीब हवा में पहुंचें तो कणों के बीच एक प्रतिकर्षण होता है क्योंकि प्रत्येक कण में इलेक्ट्रॉन होते हैं और साथ ही
प्रोटॉन एक कण पर मौजूद इलेक्ट्रॉन दूसरे कण पर मौजूद इलेक्ट्रॉन को पीछे हटते हैं।

इसी तरह एक कण पर प्रोटॉन तरंग है ठीक है दूसरे कण का प्रोटॉन
इसलिए परिणामस्वरूप ar होता है समान आवेशों के बीच पल्सेशन ठीक है जिससे ऊर्जा में वृद्धि होगी
, यही कारण है कि
इसलिए यह एक विशेष दूरी है ठीक है ऊर्जा न्यूनतम है ठीक है
आप जानते हैं कि यह इस दूरी पर एक ऊर्जा है ठीक है और यह वह दूरी है जिस पर यह है
ऊर्जा ठीक है यह वह दूरी है जिस पर यह ऊर्जा है
इसलिए इस बिंदु
पर प्रतिकर्षण और आकर्षक बल संतुलित हैं ठीक है यदि आप इससे आगे या उससे कम
दूरी पर जाते हैं तो बल संतुलित नहीं होते हैं ठीक है तो यह वह बिंदु है आकर्षक
और प्रतिकारक बल संतुलन में हैं ठीक है और ऊर्जा न्यूनतम है इसलिए
दूरी ठीक है उदाहरण के लिए प्रत्येक परमाणु की विशेषता है
इसलिए इस अवधारणा का
उपयोग आयनिक बंधन को समझाने के लिए किया जा सकता है जैसा कि मैंने पहले कहा था कि आप एक कण लेते हैं ए प्ला ए प्लस और
बी
माइनस ठीक है क्योंकि वे विपरीत रूप से चार्ज किए गए कण हैं जो वे एक दूसरे के पास
आते हैं क्योंकि वे एक दूसरे के प्रति आकर्षित होते हैं और फिर वे एक आयनिक बंधन
बनाते हैं जो वे बनाते हैं ठीक है, वे आयनिक बंधन बनाते हैं आयनिक बंधन ताकि आप समझा सकें कि क्या कण ठीक
है, इस प्रकार के इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा मॉडल द्वारा आयनिक बंधन का गठन ठीक है

Rajiv@IITK

दो तटस्थ परमाणुओं के बीच संबंध के बारे में क्या है उदाहरण के लिए उदाहरण के लिए उम हाइड्रोजन परमाणु
हाइड्रोजन उदाहरण के लिए हाइड्रोजन परमाणु कहते हैं एक हाइड्रोजन परमाणु बी ठीक है और फिर वे हाइड्रोजन अणु बनाते हैं
एक हाइड्रोजन अणु बनता है आप कैसे समझाते हैं कि
दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच संबंध जो तटस्थ हैं इस मॉडल द्वारा कोई भी
दो तटस्थ हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच के बंधन को इस मॉडल द्वारा समझा सकता है कि कैसे क्योंकि प्रत्येक परमाणु में ऋणात्मक
रूप से आवेशित इलेक्ट्रॉनों के साथ-साथ धनात्मक आवेशित प्रोटॉन भी होते हैं,
इसलिए परमाणुओं के लिए एक दूसरे पर हमला करना संभव है,
ठीक है, तो उसी तरह से दो हाइड्रोजन परमाणु के बीच के संबंध को समझा जा सकता है उदाहरण के लिए
यहां दो हाइड्रोजन परमाणु a और a दूर हैं।
इसके अलावा वे अच्छी तरह से अलग हो गए हैं और
दो कणों के बीच कोई आकर्षण नहीं है जिसके परिणामस्वरूप ऊर्जा f के बीच संभावित ऊर्जा या वह प्रणाली
शून्य है ताकि इस दूरी पर ठीक हो तो यह संभावित ऊर्जा शून्य है
इसलिए ऊर्जा शून्य है
लेकिन जैसे-जैसे दो तटस्थ हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच की दूरी घटती
जाती है वैसे ही ऊर्जा कम हो जाती है ठीक है तो यह ऊर्जा की दूरी है यह दूरी
है एक दूरी इस तरह से ऊर्जा इस तरह से है
इसलिए ऊर्जा कम हो जाती है जब ये
दो कण एक दूसरे के पास आते हैं और फिर न्यूनतम ओके तक पहुंच जाते हैं कि
उनके बीच यह इष्टतम दूरी जिस पर न्यूनतम ऊर्जा न्यूनतम ऊर्जा होती है
उस दूरी के बाद किसी भी दूरी के बाद ठीक हो जाती है।
दूरी में किसी भी कमी
से ऊर्जा में वृद्धि होगी ठीक है कि ऐसा क्या हो रहा है कि दो हाइड्रोजन परमाणु
एक अणु बनाने के लिए गठबंधन करते हैं, इस इलेक्ट्रोस्टैटिक मॉडल द्वारा भी समझाया जा सकता है यह रासायनिक बंधन के इलाज का
बहुत सामान्य तरीका है
, हालांकि कई ठीक हैं बहुत अच्छे सिद्धांत
मौजूद हैं, हम बाद में देखेंगे, लेकिन कोई इस मॉडल के संबंध को भी देख
सकता है।
रासायनिक बंधन के बारे में कुछ सामान्य विचार ताकि आप यहां देख सकें कि ऊर्जा कम हो गई है इस दूरी पर अब
दो हाइड्रोजन परमाणु के लिए दूरी क्या है जो हाइड्रोजन की ओर ले जाती है, दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच एक बंधन
यदि दूरी दूरी है इस जगह पर यह अहा और एचबी है
ठीक है
इसलिए यह दूरी 74 पिकोमीटर से मेल खाती है
इसलिए इससे कम कोई भी दूरी उदाहरण के लिए 74 की तुलना
में 73 पिकोमीटर उच्च ऊर्जा में होगा।

इसलिए यह
दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच की दूरी है ताकि दूरी को संदर्भित किया जा सके तथाकथित बंधन लंबाई के लिए ठीक दूरी 74
पिकोमीटर है
इसलिए 74 पिकोमीटर को बंधन लंबाई कहा जाता है और उस दूरी पर ऊर्जा ऊर्जा इलेक्ट्रोस्टैटिक ऊर्जा है
इलेक्ट्रोस्टैटिक संभावित ऊर्जा ऊर्जा शून्य से 432 किलो जूल प्रति मोल है ताकि ऊर्जा इतनी ऊर्जा हो जारी किया जाता है
जब दो हाइड्रोजन परमाणु मिलकर हाइड्रोजन गैस का एक अणु बनाते हैं तो ठीक है कि शहरी ऊर्जा इतनी अधिक निकलती है कि
आप इस स्पष्टीकरण से देख सकते हैं कि हाइड्रोजन
अणु की ऊर्जा उसके मूल रूप हाइड्रोजन परमाणुओं की तुलना में ऊर्जा में कम होती है,
यही कारण है कि बंधित अणु उन तत्वों की तुलना में कम ऊर्जा वाले होते हैं जिनसे
अणु बनता है जिससे अणु बनता है,
इसलिए यह है ऊर्जा तो इसका मतलब है कि जैसा कि
आप यहां देख सकते हैं तो यह एक दूरी है जिस पर यह ऊर्जा है अब मान लीजिए कि
अगर आप इन दो हाइड्रोजन परमाणु को अलग करना चाहते हैं तो ठीक है इसके अलावा आपको एक को इतनी ऊर्जा देनी होगी जो
कि है हाइड्रोजन अणु को दो हाइड्रोजन परमाणुओं को अलग करने के लिए 432 किलोजूल प्रति मोल ऊर्जा दी जाती
है , इसका मतलब है कि 432 432 किलोजूल प्रति मोल ऊर्जा h2 अणु को साफ करने के लिए दी जानी
है तो आपके पास मौलिक हाइड्रोजन परमाणु होंगे तो आप बता सकते हैं कि 432 किलोजूल
प्रति मोल दो हाइड्रोजन परमाणु के बीच के बंधन की ऊर्जा है,
इसलिए यह 432 किलो आइसो
किलोजूल प्रति मोल है जो कि बंध ऊर्जा बंधन ऊर्जा है हाइड्रोजन अणु में एच में ई बंधन एक बंधन

Prof@IITK

ऊर्जा है
इसलिए इससे यह स्पष्ट हो जाता है कि बंधन ऊर्जा क्या है ठीक है बंधन लंबाई क्या है
इसलिए आपके पास एक हाइड्रोजन परमाणु ठीक है आपके पास एक और हाइड्रोजन
परमाणु है ठीक है हम कहते हैं कि यह हा है हम कहते हैं यह hb ठीक है, यह एक नाभिक है, यह नाभिक
है, गोले के दो केंद्रों के बीच की दूरी, दो हाइड्रोजन परमाणु 74 पिकोमीटर ठीक है,
इसलिए दूरी
सहसंयोजक बंधन नामक बंधन को संदर्भित करती है, इस बंधन को सहसंयोजक बंधन कहा जाता है, जैसा कि आप यहां देख सकते हैं कि
सहसंयोजक क्या है बंधन
सहसंयोजक बंधन दो हाइड्रोजन परमाणुओं के बीच बनता है जो एक प्रकार का बंधन है एक
प्रकार का बंधन रसायन शास्त्र में कई प्रकार के
बंधन होते हैं दूसरा एक आयनिक बंधन सहसंयोजक बंधन होता है दूसरा आयनिक होता है दूसरा धातु बंधन होता है अन्य होते हैं बंधन
हाइड्रोजन बंधन
कमजोर ताकतें हैं रसायन शास्त्र में ये तीन प्रमुख प्रकार के बंधन हैं जिनके उपयोग से कोई समझा सकता है
या अणुओं की संपत्ति को समझ सकता है तो सहसंयोजक बंधन सहसंयोजक बंधन क्या है
दो परमाणुओं के बीच उम ओके द्वारा बनता है उदाहरण के लिए हाइड्रोजन अणु में अब उम हमारे पास
कुछ उम विचार है कि सहसंयोजक बंधन क्या है हम सहसंयोजक बंधन के बारे में और बाद में
देखेंगे अब आइए संक्षेप में देखें कि आयनिक बंधन क्या है।
दो आयन जिन्हें
संभावित ऊर्जा आरेख द्वारा भी समझा जा सकता है और ठीक है और फिर जब आप आयनिक बंधन पर विचार करते हैं तो
यह मूल रूप से धातु और गैर-धातु धातुओं और गैर-धातु गैर-धातुओं
के बीच आवर्त सारणी के दाईं ओर बनता है धातु मुख्य रूप से इलेक्ट्रोपोसिटिव
आवर्त सारणी के बाईं ओर धातु
इसलिए जब वे एक आयनिक बंधन बनाते हैं तो वे एक आयनिक बंधन बनाते हैं
सहसंयोजक बंधन मुख्य रूप से गैर धातुओं के साथ-साथ धातु
से बनते हैं आयनिक बंधन धातु और गैर-धातुओं के बीच बनते हैं एक अन्य बंधन को धातु बंधन कहा जाता है।

धातु से ही बनता है
इसलिए यदि आप उम पर विचार करते हैं तो धातु बंधन क्या है यदि
आप धातुओं को उदाहरण के लिए सोडियम धातु मानते हैं तो मैं सोडियम धातु को एक के रूप में चित्रित कर रहा हूं
उस तरह सर्कल और फिर एक और सोडियम धातु है और फिर एक और सोडियम धातु एक और सोडियम धातु
एक और सोडियम धातु और फिर एक और सोडियम धातु इसमें एक नाभिक होता है वे हर जगह
होते हैं प्रत्येक परमाणु सर्कल में प्रत्येक परमाणु में एक नाभिक होता है अब उम ये धातु परमाणु हैं
एक साथ मौजूद हैं क्योंकि उनके बीच कुछ बंधन है अन्यथा वे एक साथ मौजूद नहीं हो सकते हैं
उनमें बंधन की प्रकृति क्या है कि बंधन की प्रकृति को धातु बंधन कहा जाता है
धातु बंधन में साझा करना भी शामिल है जो हमने अभी देखा वह सहसंयोजक बंधन है जिसमें
इलेक्ट्रॉन दो हाइड्रोजन परमाणु के बीच साझा किया जाता है जो कि बहुत महत्वपूर्ण अवधारणा है इलेक्ट्रॉनों
को एक बंधन बनाने के लिए साझा किया जाता है जिसे सहसंयोजक बंधन कहा जाता है इसी तरह
धातु में भी ऐसा ही होता है धातु बंधन गठन के साथ-साथ सहसंयोजक
बंधनों के विपरीत सहसंयोजक बंधन आप देखते हैं कि हमने एक जोड़ी देखी है परमाणुओं के एक जोड़े के बीच इलेक्ट्रॉन का साझा किया
जाता है
लेकिन धात्विक बंधों में इलेक्ट्रॉनों को न केवल दो परमाणुओं के बीच साझा किया जाता है s इलेक्ट्रॉनों को
धातुओं में कई परमाणुओं के बीच साझा किया जाता है,
इसलिए जो धातुएँ मैंने यहाँ खींची हैं, वे केवल एक
दो आयामी आकृति वाली धातुएँ हैं, जिन्हें त्रि-आयामी तरीके से व्यवस्थित किया जाता है,
इसलिए यहाँ फिर
से परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉनों का एक साझाकरण होता है, यह बीच में साझा नहीं होता है।
कोई भी दो धातु परमाणु
कई परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉनों को साझा करते हैं ठीक है ऐसे साझा इलेक्ट्रॉन दो परमाणुओं के बीच स्थित नहीं होते हैं और
ठीक है वे वास्तव में धातुओं के चारों ओर घूम रहे हैं ठीक है जिससे इलेक्ट्रॉनों का एक समुद्र बन जाता है
जिसमें नाभिक की गति के कारण उपस्थित होते हैं कई परमाणु धातुओं के बीच इन साझा इलेक्ट्रॉनों
में एक विशिष्ट विशेषता गुण होते हैं जैसे चालकता हम कहते हैं कि यह
गर्मी और बिजली का एक बहुत अच्छा संवाहक है,
इसलिए सहसंयोजक
बंधन या आयनिक बंधन के बीच अंतर प्रमुख अंतर यह है कि मामले में यह है

सहसंयोजक बंधन में दो परमाणुओं या कई परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन का साझाकरण साझा इलेक्ट्रॉन दो
परमाणुओं के बीच स्थित होता है लेकिन मेटा में एलआईसी बांड साझा इलेक्ट्रॉन सभी परमाणुओं के चारों ओर घूम रहे हैं
परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉनों का एक समुद्र है ठीक है
इसलिए इलेक्ट्रॉनों को स्थानांतरित करने के लिए स्वतंत्र हैं वे डी
स्थानीयकृत हैं तथाकथित डी लोकलाइज़र ओके इलेक्ट्रॉनों को डेलोकलाइज़ किया जाता है
इसलिए इलेक्ट्रॉनों को धातुओं में डेलोकलाइज़ किया जाता है
वे स्थानांतरित करने के लिए स्वतंत्र हैं जिसका अर्थ है स्वतंत्र रूप से आगे बढ़ना
इसलिए परिणामस्वरूप वे
बिजली और उम गर्मी के बहुत अच्छे संवाहक हैं, लेकिन कोलन बॉन्ड में मूल रूप से धातु के बंधन में दो परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन की
जोड़ी का साझाकरण होता है, साझा इलेक्ट्रॉनों को स्थानांतरित किया जाता है, यही कारण है वे
गर्मी और बिजली के बहुत अच्छे संवाहक हैं अब हम एक अलग अवधारणा पर चलते हैं
तथाकथित पत्तियां डॉट संरचनाएं क्या वह एक रसायनज्ञ है एक महान अमेरिकी रसायनज्ञ प्रस्ताव नियम जिसे ऑक्टेट नियम कहा जाता है
वह केवल एक ही है वह पहला व्यक्ति है
जिसने दिखाया कि बांड बनते हैं इलेक्ट्रॉनों को साझा करके ठीक है, उन्होंने सोचा कि उन्होंने क्या प्रस्तावित किया है
कि एक बंधन बनाने के लिए दो इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता होती है,
इसलिए दो परमाणुओं के बीच दो इलेक्ट्रॉनों को साझा करने से एक
बंधन बनता है जो कि ईपीटी आईसीएम क्रांतिकारी अवधारणा है जिसे क्वांटम यांत्रिकी कक्षीय अवधारणा आने से पहले लेविस द्वारा पहली
बार प्रस्तावित किया
गया था, जो कि जीबी जियान लेविस द्वारा प्रस्तावित एक बहुत अच्छा विचार था
और उन्होंने प्रस्तावित किया कि उन्होंने जो किया वह यह है कि उन्होंने कई अणुओं
को दूसरे दो तत्वों के कई स्थिर अणुओं को देखा।
उदाहरण के लिए आवर्त सारणी में आपने कई अणुओं को देखा,
उदाहरण के लिए पानी का पानी और फिर अमोनिया, ये अणु बहुत स्थिर होते हैं और
फिर आप उम व्होआ ले सकते हैं कि ये कौन से दो अणु हैं जो दूसरी पंक्ति के
तत्व मुख्य समूह तत्व हैं और ये अणु बहुत स्थिर होते हैं और फिर आप इन अणुओं को नोटिस करते हैं
कि प्रत्येक परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों की संख्या आठ ठीक है, दूसरे दो तत्वों का मतलब है कि ऊर्जा का
स्तर दूसरी पंक्ति के लिए दूसरी पंक्ति के बराबर दो n बराबर है और उनके पास s और p ऑर्बिटल्स हैं जब ये दो कक्षक हाँ इलेक्ट्रॉन
s
कक्षीय दो इलेक्ट्रॉनों को समायोजित कर सकते हैं p कक्षीय छह इलेक्ट्रॉनों को समायोजित कर
सकते हैं कुल आठ इलेक्ट्रॉन हैं तो फिर एक बार जब ये दो कोशिकाएं भर जाती
हैं तो ठीक है तो आप शेल कॉन्फ़िगरेशन के करीब आह के साथ समाप्त हो जाएंगे, जो कि
महान गैस के लिए अच्छी तरह से जाना जाता है, नोबल गैसों के लिए करीब शेल नोबल गैस या उन्हें अक्रिय गैस कहा जाता है,
इसलिए वे इकाई हैं क्योंकि वे नहीं हैं रासायनिक रूप से प्रतिक्रियाशील हालांकि आजकल कई यौगिक
हैं लेकिन इसकी विशिष्टता शुरू में बंद सेल कॉन्फ़िगरेशन के लिए जिम्मेदार है, सेल कॉन्फ़िगरेशन के करीब
इसी तरह जब उन्होंने इस प्रकार के अणुओं में प्रत्येक परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों की संख्या को देखा
और उन्होंने पाया कि आठ इलेक्ट्रॉन साझा किए गए हैं।

परमाणुओं के बीच में यदि आप उदाहरण के लिए पानी के अणु संख्या में इलेक्ट्रॉन की संख्या या
इस ऑक्सीजन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन की संख्या आठ है तो कैसे एक बंधन है एक एकल बंधन इसे एकल बंधन
कहा जाता है एक एकल बंधन का अर्थ है दो इलेक्ट्रॉन डबल बंधन का मतलब है चार इलेक्ट्रॉन
परमाणु के बीच साझा किए जाते हैं एक एकल बंधन का अर्थ है एकल बंधन का अर्थ है दो इलेक्ट्रॉनों के बीच दो पड़ोसी के
बीच साझा करना t .
के बीच दो परमाणु दो परमाणु दोहरे बंधन का अर्थ है चार इलेक्ट्रॉन
इसलिए जब उन्होंने प्रत्येक परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों की संख्या को देखा
और उन्होंने पाया कि यह आठ है तो यह ऑक्सीजन
परमाणु और हाइड्रोजन परमाणु के बीच एक ही बंधन है, इसका मतलब है कि दो इलेक्ट्रॉन हैं इसमें दो इलेक्ट्रॉन होते हैं
और इसके अलावा ये दो एकाकी जोड़े होते हैं इन दोनों को एकाकी जोड़े कहा जाता है ठीक
है इलेक्ट्रॉन का असाझा जोड़ा कहा जाता है और परमाणु को अकेला जोड़ा कहा जाता है ठीक है इस ऑक्सीजन परमाणु पर दो एकाकी
जोड़े हैं जिसे
अकेला जोड़ा कहा जाता है इलेक्ट्रॉनों के असहभाजित जोड़े को एकाकी युग्म कहा जाता है जो इस ऑक्सीजन परमाणु पर मौजूद होता है
और इसलिए
इस ऑक्सीजन परमाणु और हाइड्रोजन परमाणु के बीच एक और एकल बंधन होता है
इसलिए कुल
मिलाकर आठ इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन होते हैं यहां दो इलेक्ट्रॉन चार जमा दो इलेक्ट्रॉन

Pulkit@IITK

यहां छह प्लस दो आठ तो कुल मिलाकर इसमें आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं इसी तरह यदि आप देखें
कि इस नाइट्रोजन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन की संख्या आठ है, क्योंकि यहां एक दो इलेक्ट्रॉन है, एक दो इलेक्ट्रान है
रॉन यहाँ एक दो इलेक्ट्रॉन है
इसलिए एक अकेला जोड़ा है
इसलिए कुल आठ में इसी तरह
आप प्रत्येक ऑक्सीजन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन की संख्या भी गिन सकते हैं , यही कारण है कि
उन्होंने ऑक्टेट रूल ऑक्टेट नामक एक नियम का प्रस्ताव रखा जिसका अर्थ है आठ
इसलिए यदि आपके पास एक अणु है और
यह स्थिर है और फिर परमाणु में प्रत्येक परमाणु में आठ इलेक्ट्रॉन होने चाहिए ताकि वह अणु स्थिर हो तो वह
ऑक्टेट नियम नामक एक नियम के साथ आता है इस ऑक्टेट नियम के अनुसार अणु में प्रत्येक परमाणु को साझा करना चाहिए
अपने पड़ोसी परमाणुओं के साथ आठ इलेक्ट्रॉन,
इसलिए यह ऑक्टेट नियम द्वारा प्रस्तावित एक नियम है और
इसके अलावा उन्होंने यह भी कहा कि इलेक्ट्रॉन की एक जोड़ी बनाने के लिए इलेक्ट्रॉन की एक जोड़ी की आवश्यकता होती है
अवधारणा जीएन लेवी की मूल अवधारणा है जिससे अन्य सिद्धांत विकसित हुए हैं उदाहरण
वैलेंस बॉन्ड थ्योरी आंख से विकसित हुई है इलेक्ट्रॉनों के बंटवारे का मूल विचार
दो परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉन के युग्म को साझा करना अब उम एक प्रतीक है जिसे लुईस प्रतीक कहा जाता है वह क्या है यह अब
दर्शाता है कि
किसी विशेष परमाणु पर कितने वैलेंस इलेक्ट्रॉन मौजूद हैं उदाहरण के लिए यदि आप बोरॉन लेते हैं तो ठीक है
इसका छुट्टी प्रतीक इस तरह है इस तरह यह बोरॉन का लेवी प्रतीक है
इसलिए बोरॉन
समूह समूह तीन से संबंधित है
इसलिए इसकी संख्या वैलेंस इलेक्ट्रॉन तीन है बोरॉन में तीन
वैलेंस इलेक्ट्रॉन होते हैं जिन्हें इस तरह दिखाया जा सकता है
इसलिए इसे लीव सिंबल कहा जाता है, जिसका अर्थ है कि
उदाहरण के लिए कार्बन में चार वैलेंस इलेक्ट्रॉन होते हैं, जिसे इस तरह से दर्शाया जा सकता है इसलिए
इसे लेवी के प्रतीक कहा जाता है जो दर्शाता है
उन पर कितने अयुग्मित इलेक्ट्रॉन मौजूद हैं, उस पर कितने अयुग्मित इलेक्ट्रॉन मौजूद हैं
इसलिए लीव सिंबल um का उपयोग करके
हम तथाकथित लेवी की संरचनाएं बना सकते हैं लीव स्ट्रक्चर बनाने के लिए यह
जानना महत्वपूर्ण है कि लुईस संरचनाओं को कैसे आकर्षित किया जाए क्योंकि जब भी आप कार्बनिक प्रतिक्रिया तंत्र लिख रहे हों
उदाहरण के लिए आपको यह जानने की जरूरत है कि लुईस डॉट संरचना कैसे बनाई जाती है,
इसलिए उस उद्देश्य के लिए यह जानना महत्वपूर्ण है कि
एक भव्य गंदगी को कैसे सुखाया जाए एक पत्ती डॉट संरचना को सुखाने के लिए पांच छह चरणों का पालन करना पड़ता है
एक छुट्टी संरचना को खींचने के लिए पत्तियों की संरचना ड्राइंग आपको पहले एक अणु में प्रत्येक परमाणु
के वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना करनी चाहिए
पहला चरण चरण एक वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या निर्धारित करता है जो इसका मतलब है कि आपको
प्रत्येक तत्व के लिए संतुलन इलेक्ट्रॉन को गिनना होगा उदाहरण के लिए पानी h2o ठीक है हाइड्रोजन के लिए वैलेंस इलेक्ट्रॉन
एक है,
इसलिए इसके लिए यह हाइड्रोजन में दो है प्लस हाइड्रोजन के लिए वैलेंस इलेक्ट्रॉन एक है
दो से एक प्लस जहां वैलेंस इलेक्ट्रॉन का ऑक्सीजन यह छह है
इसलिए कुल मिलाकर आठ
इलेक्ट्रॉन हैं
इसलिए किसी को पहले यह पता लगाना होगा कि वैलेंस इलेक्ट्रॉन की कुल संख्या निर्धारित करने
के लिए बॉन्डिंग के लिए उपलब्ध वैलेंस इलेक्ट्रॉन की कुल संख्या हम
बैलेंस बॉन्ड के बारे में चिंतित हैं ठीक है, तथाकथित वैलेंस इलेक्ट्रॉन क्योंकि बॉन्ड
केवल वैलेंस इलेक्ट्रॉनों का उपयोग करके बनते हैं कोर इलेक्ट्रॉन बॉन्डिंग में शामिल नहीं होते हैं
इसलिए यहां लेवी स्ट्रक्चर लिखने के लिए हम ए वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बारे में चिंतित हैं
जो आप समूह से ही पता लगा सकते हैं तीसरे समूह के तत्वों का मतलब है कि संतुलन इलेक्ट्रॉन है
तीन चौथाई समूह तत्वों का मतलब है कि वैलेंस इलेक्ट्रॉन चार पांचवें समूह के तत्व हैं
नाइट्रोजन संतुलन इलेक्ट्रॉन पांच समान है छठा समूह तत्व ऑक्सीजन है
फ्लोराइड के लिए छह पर इलेक्ट्रॉन यह नियॉन के लिए सात है यह आठ है ताकि आप वैलेंस इलेक्ट्रॉन का पता लगा सकें
पहला कदम यह निर्धारित करना है कि संरचना बनाने के लिए कितने वैलेंस इलेक्ट्रॉन मौजूद हैं
दूसरा चरण चरण दो है।
केंद्रीय परमाणु केंद्रीय परमाणु का पता लगाएं केंद्रीय परमाणु क्या है

Rajor@ITK

यदि आप एक अणु लेते हैं तो अन्य परमाणु से घिरा एक परमाणु होगा
इसलिए मध्य परमाणु को केंद्रीय परमाणु कहा जाता है कि किसी को यह निर्धारित करना होगा कि केंद्रीय परमाणु को कैसे निर्धारित किया जाए
सवाल है कि आमतौर पर केंद्रीय परमाणु आमतौर पर कम विद्युत नकारात्मक
तत्व होता है या तत्व में उच्चतम उच्चतम बंधन क्षमता केंद्रीय तत्व केंद्र होता है एल परमाणु वह है जिसमें सबसे बड़ी बंधन क्षमता है बंधन क्षमता क्या है बंधन क्षमता एक परमाणु पर मौजूद
अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की ठीक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन संख्या की अयुग्मित संख्या की संख्या को संदर्भित करती है
उदाहरण के लिए यदि आप एक बोरॉन लेते हैं ठीक बोरॉन में तीन अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होते हैं
एक दो तीन कार्बन में चार अयुग्मित पैड होते हैं और पैड पैड का अर्थ है डॉट
ठीक है अनपैड का अर्थ है कि वे पैड नहीं हैं
इसलिए कार्बन के लिए चार अयुग्मित इलेक्ट्रॉन हैं
इसलिए कार्बन की उच्चतम क्षमता है
इसलिए बंधन क्षमता उस पर मौजूद अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को संदर्भित करती है
।
परमाणु जितना अधिक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की संख्या उतनी ही अधिक बंधन क्षमता जैसे
कि बोरॉन कार्बन की तुलना में उच्चतम बंधन क्षमता होती है या आप
इलेक्ट्रोनगेटिविटी के आधार पर केंद्रीय परमाणु भी चुन सकते हैं कम इलेक्ट्रोनगेटिविटी नकारात्मक तत्व आमतौर
पर केंद्रीय परमाणु होता है कि हम भी आप चुन सकते हैं
इसलिए अब हम जानते हैं कि
वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या और हम जानते हैं कि केंद्रीय परमाणु क्या है तो
तीसरा एपी क्या वे ठीक हैं, एक अनुमानित संरचना बनाते हैं,
इसलिए यह निर्धारित करने के बाद कि केंद्रीय परमाणु क्या है,
एक संरचना को अनुमानित संरचना बनाना होगा उदाहरण के लिए उम पानी के अणु
स्वयं h2o आपके पास एक केंद्रीय परमाणु ऑक्सीजन है ठीक है ऑक्सीजन ऑक्सीजन में उच्चतम बंधन क्षमता है और फिर आपके पास है
ऑक्सिन और हाइड्रोजन के बीच एक बंधन बनाने के लिए उह उदाहरण के लिए एक और उदाहरण कुछ उम
क्लोरोफॉर्म ch c13 केंद्रीय परमाणु कार्बन है ठीक है अब केंद्रीय परमाणु क्या है यह निर्धारित करने के बाद
आपको क्लोरोफॉर्म के लिए इस केंद्रीय परमाणु के आसपास शेष परमाणु को ठीक करना होगा chc1 तीन कार्बन वह केंद्रीय परमाणु है जिसे आपने
यहां हाइड्रोजन रखा है और फिर ठीक है, उसके चारों ओर तीन क्लोरीन परमाणु हैं और
फिर आप परमाणुओं के बीच एक एकल बंधन को सुखाते हैं क्योंकि एक एकल बंधन होना चाहिए
कम से कम एक बंधन होना चाहिए परमाणुओं की प्रत्येक जोड़ी के बीच मौजूद होता है इसलिए
उम के बीच एक एकल बंधन की एक जोड़ी होनी चाहिए परमाणु की एक जोड़ी एक एकल बंधन दो इलेक्ट्रॉनों को संदर्भित करता है तो वह
एम यानी तीसरा चरण यह है कि आप कुल वैलेंस इलेक्ट्रॉनों से सिंगल बॉन्ड बनाने के लिए ओके घटाना ठीक है और फिर आपको चरण चार में चरण चार करना है, आपको
शेष इलेक्ट्रॉनों को वितरित करना है इलेक्ट्रॉनों को घटाना है जो
एक एकल बॉन्ड बनाने के लिए खपत होते हैं ठीक होना चाहिए टर्मिनल परमाणुओं पर ठीक से वितरित हो शेष वैलेंस इलेक्ट्रॉनों को प्रत्येक टर्मिनल परमाणुओं के चारों ओर जोड़े के रूप में वितरित करें
ताकि प्रत्येक परमाणु हाइड्रोजन को छोड़कर इलेक्ट्रॉनों का ऑक्टेट ऑक्टेट प्राप्त कर सके आप इलेक्ट्रॉन की एक जोड़ी नहीं रख सकते ठीक दो इलेक्ट्रॉनों से अधिक हाइड्रोजन परमाणु हाइड्रोजन में केवल एक कक्षीय है
जिसे एकता कहा जाता है कक्षीय और आप यह नहीं कर सकते हैं केवल दो इलेक्ट्रॉनों को समायोजित कर सकते हैं
इसलिए अब तक
हाइड्रोजन पहली पंक्ति तत्व है जो इसका पालन करता है इसके लिए केवल इलेक्ट्रॉनों की एक युगल की
आवश्यकता होती है हाइड्रोजन को इसकी आवश्यकता होती है या इलेक्ट्रॉनों के डुप्लिकेट दो
इलेक्ट्रॉन हाइड्रोजन परमाणु के आसपास पर्याप्त होते हैं
इसलिए आह चौथा चरण हमें
शेष इलेक्ट्रॉनों को प्रत्येक टर्मिनल परमाणु के चारों ओर वितरित करना होगा ताकि प्रत्येक परमाणु
प्राप्त हो सके आठ इलेक्ट्रॉन अब चरण पांच यह स्पष्ट हो जाएगा जब मैं उदाहरणों के बारे में चर्चा करूंगा, लेकिन यदि आप इन सभी को चरणबद्ध
तरीके से करते हैं और प्रत्येक परमाणु के चारों ओर वैलेंस इलेक्ट्रॉनों को वितरित करने के बाद कोई त्रुटि नहीं होगी,
तो आपको मिलान करने वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या से मेल खाना होगा।
वे चरण एक में गिने गए वैलेंस इलेक्ट्रॉन की संख्या में वितरित इलेक्ट्रॉनों की संख्या से मेल खाते हैं, इससे मेल खाना चाहिए क्योंकि आप की संख्या ने वैलेंस इलेक्ट्रॉन की पहली संख्या की गणना की और उन इलेक्ट्रॉनों को अब

Prof@IITK

वितरित किया गया था वितरण के बाद इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होनी चाहिए क्या गिना जाता है ठीक
है आपने इलेक्ट्रॉनों की संख्या को इस तरह से वितरित किया है कि प्रत्येक परमाणु में आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं
मान लीजिए कि यदि अधिक इलेक्ट्रॉन मौजूद हैं तो अधिक इलेक्ट्रॉन ठीक है बचे हुए इलेक्ट्रॉनों को
जोड़ा जाना चाहिए या केंद्रीय परमाणु को दिया जाना चाहिए और फिर चरण में 6 अष्टक पूरा करें छठा चरण आपको यह सुनिश्चित करना होगा कि केंद्रीय परमाणु में आठ इलेक्ट्रॉन हों, यदि उसमें ई.
जी.
 एचटी
इलेक्ट्रॉन तब संरचना हो जाती है चलो ठीक है और कुछ उदाहरण देखते हैं जिनसे
यह बहुत स्पष्ट हो गया है तो मैं आपको एक बार और दिखाता हूं कि लुईस डॉट संरचना कैसे बनाएं पहला कदम यह है
कि वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या का पता लगाएं ठीक है दिए गए अणु में आप जानते
हैं कि परमाणु क्या मौजूद हैं
 इसलिए समूह संख्या से आप वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या का पता लगा सकते हैं
इसलिए उन्हें एक साथ जोड़ दें तब आपके पास कुल वैलेंस
इलेक्ट्रॉन होगा जो कुल संख्या निर्धारित करने वाला पहला कदम है ।
 वैलेंस इलेक्ट्रॉन का और
फिर आपको केंद्रीय परमाणु को चुनने के बाद केंद्रीय परमाणु को चुनना होगा आप
शेष परमाणु को केंद्रीय परमाणु के चारों ओर व्यवस्थित करें ठीक है और फिर उनके बीच एक एकल बंधन बनाएं
क्योंकि सभी परमाणु कम से कम एक एकल बंधन द्वारा एक साथ रखे जाते हैं।

 इसलिए आप एक न्यूनतम बंधन
बनाते हैं जो प्रत्येक परमाणु के बीच एक एकल बंधन होता है,
 इसलिए एक बंधन बनाने के लिए दो इलेक्ट्रॉनों की खपत होती है,
इसलिए आप खींचे गए एकल बांडों की संख्या की गणना करते हैं।
 इलेक्ट्रॉनों की
संख्या को वैलेंस इलेक्ट्रॉन की कुल संख्या से घटाया जाना चाहिए, फिर जो भी इलेक्ट्रॉन शेष बचे हैं
उन्हें टर्मिनल परमाणुओं में जोड़ा जाना चाहिए थर्मल परमाणुओं का अर्थ है केंद्रीय परमाणु के बाहर स्थित परमाणु आपको
इलेक्ट्रॉन को जोड़े के रूप में इस तरह से जोड़ना होगा कि प्रत्येक परमाणु प्रत्येक टर्मिनल परमाणु टर्मिनल परमाणु
आठ इलेक्ट्रॉनों को प्राप्त करता है और फिर आपको इलेक्ट्रॉनों की संख्या को देखना होगा जो इलेक्ट्रॉनों की संख्या को
जोड़ा जाना चाहिए जो मूल रूप से गिने गए इलेक्ट्रॉन की संख्या से मेल खाना चाहिए जो समान
होना चाहिए यदि आप इसे कम या अधिक नहीं होना चाहिए यह सुनिश्चित करने के बाद कि
प्रत्येक टर्मिनल परमाणु आठ इलेक्ट्रॉनों को प्राप्त करता है, यदि आपके पास इलेक्ट्रॉन की अधिकता है तो अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन को
केंद्रीय परमाणु में जोड़ा जा सकता है और फिर आपको यह सुनिश्चित करना होगा
कि केंद्रीय परमाणु में इलेक्ट्रॉनों का ऑक्टेट ऑक्टेट है।
 नहीं है तो ऐसा करने का एक तंत्र है
कि आपको केंद्रीय परमाणु और कॉन में उह इलेक्ट्रॉन या अकेला पैराफ्रेज़ की एक जोड़ी लानी होगी इसे एक
डबल बॉन्ड में बदल दें और फिर आप इलेक्ट्रॉन की संख्या गिनें यह आठ इलेक्ट्रॉन होंगे ये
चीजें स्पष्ट हो जाएंगी क्योंकि हम और उदाहरण देखते हैं आइए एक उदाहरण देखें कि
क्लोरोफॉर्म ch cl3 के लिए लेवी संरचनाएं कैसे बनाएं पहला कदम वैलेंस इलेक्ट्रॉन है कैसे
करें कि कार्बन है हाइड्रोजन है ठीक है प्लस तीन क्लोरीन परमाणु हैं
कार्बन के लिए संतुलित इलेक्ट्रॉन चार है प्लस हाइड्रोजन के लिए वैलेंस इलेक्ट्रॉन एक प्लस तीन है
में वैलेंस इलेक्ट्रॉन प्रति क्लोरीन सात है तो यह ठीक के बराबर है जो बराबर है बीस
22 26 26 क्लोरोफॉर्म में वैलेंस इलेक्ट्रॉन होते हैं अब आपको उन्हें खींचना है आपको
केंद्रीय परमाणु का पता लगाना है कि केंद्रीय परमाणु कार्बन है
क्योंकि कार्बन में चार और अकेले परवलय चार हैं और अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों पर असाझा ठीक है,
इसलिए इसकी बंधन क्षमता है यहां अन्य परमाणुओं की तुलना में अधिक है,
 इसलिए आपको
शेष परमाणु को ठीक करना होगा जो कि हाइड्रोजन है और केंद्रीय परमाणु के चारों ओर क्लोरीन है, आप उसे एक
हाइड्रोजन परमाणु बनाते हैं।
 ई और क्लोरीन परमाणु यहाँ क्लोरीन परमाणु यहाँ क्लोरीन परमाणु और फिर एक
एकल बंधन यहाँ बनाएँ एकल बंधन यहाँ एकल बंधन यहाँ एकल बंधन यहाँ अब चार एकल
बंधन हैं जो चार में दो चार एकल बंधन के बराबर ठीक चार में दो के बराबर है
आठ इलेक्ट्रॉनों के बराबर है अब आठ इलेक्ट्रॉनों का उपभोग किया जाता है फिर आप कुल संख्या इलेक्ट्रॉन में से आठ इलेक्ट्रॉन घटाते हैं
छब्बीस घटा आठ अठारह इलेक्ट्रॉनों के बराबर अब 18 इलेक्ट्रॉन
शेष हैं जो इस टर्मिनल परमाणुओं के आसपास वितरित किए जा सकते हैं जिन्हें पास के रूप में वितरित किया जा सकता है

PRO@IITK

अब आप क्या वहां हाइड्रोजन परमाणु नहीं है आप इसे जोड़ा नहीं जा सकता इलेक्ट्रॉन की
जोड़ी हाइड्रोजन के लिए नहीं जोड़ा जा सकता है यह केवल एक युगल इलेक्ट्रॉन है क्या इसे लागू करने के लिए इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता होती है
इसलिए आप
हाइड्रोजन में इलेक्ट्रॉन की जोड़ी नहीं जोड़ सकते हैं परमाणु इलेक्ट्रॉनों को पास के रूप में जोड़ा जाना चाहिए
शेष परमाणु तो आइए हम यहां यहां यहां जोड़ते हैं तो अब मैंने इस
क्लोरीन परमाणु के चारों ओर तीन अकेला जोड़े जोड़े हैं,
इसलिए तीन अकेले जोड़े का मतलब छह है इलेक्ट्रॉनों एक एकल बंधन है यहाँ एक एकल
बंधन है यानी दो इलेक्ट्रॉन
इसलिए अब इस क्लोरीन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों की संख्या
आठ है इसी तरह आप यहां वितरित करते हैं प्रति एकल जोड़े के रूप में फिर
से क्लोरीन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों की संख्या आठ है यहां आठ है यहाँ आठ है यहाँ आठ है अब
हम आते हैं वितरित 18 इलेक्ट्रॉन उस तक गए हैं हमारे पास छह जमा छह जमा छह हैं
तीन एकाकी जोड़े तीन एकाकी जोड़े तीन एकाकी जोड़े हैं
इसलिए प्रत्येक तीन लंबे तीन एकाकी
जोड़े का अर्थ है तीन गुणा दो छह तीन में दो um तीन गुणा छह छह जमा छह जमा
छह अठारह तो अब वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या गिनें यह 26 होना चाहिए।
यहां दो
इलेक्ट्रॉन हैं यहां दो इलेक्ट्रॉन हैं यहां दो इलेक्ट्रॉन हैं दो इलेक्ट्रॉन हैं तो आठ
इलेक्ट्रान आठ ठीक है तो चार एकल बंधन हैं और फिर एक दो तीन चार
पांच छह सात आठ नौ नौ एकाकी जोड़े हैं ठीक है तो 4 इसका मतलब है 4 गुणा 2
बराबर 8 तो 9 गुणा 2 बराबर 8 तो उम 18.

इसलिए कुल 26 इलेक्ट्रान होते हैं इसलिए
संख्या इलेक्ट्रान की संख्या के साथ मेल खाती है शुरुआत में अब आपको यह देखना होगा कि
केंद्रीय परमाणु यह कार्बन सिंथेटिक है या नहीं, यह इलेक्ट्रॉनों के ऑक्टेट नियम को प्राप्त करता है
या नहीं अब यह आठ संख्या में इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है इसमें आठ संख्या में इलेक्ट्रॉन होते हैं क्योंकि
एक दो इलेक्ट्रॉन होता है वहां एक दो इलेक्ट्रॉन होता है एक दो इलेक्ट्रॉन होता है एक दो इलेक्ट्रॉन होता है
इसलिए यदि आप इस क्लोरीन परमाणु को देखते हैं तो
दो प्लस दो प्लस दो प्लस दो आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं।

इलेक्ट्रॉनों की संख्या आठ है क्योंकि एक दो इलेक्ट्रॉन है एक दो इलेक्ट्रॉन है एक
दो इलेक्ट्रॉन एक दो इलेक्ट्रॉन आठ है इसी तरह हाइड्रोजन के लिए अन्य दो परमाणुओं के लिए
यह केवल दो इलेक्ट्रॉन है
इसलिए अब हमने सुनिश्चित किया है कि ऑक्टेट कार के चारों ओर केंद्रीय परमाणु
सही है, इसका मतलब है कि संरचना पूरी हो गई है
इसलिए ड्राइंग छोड़ देता है कि संरचना हो गई है
आइए हम एक अन्य उदाहरण में देखें ch2 ओह अब वैलेंस इलेक्ट्रॉन वैलेंस की संख्या चुनाव ट्रॉन
वैलेंस इलेक्ट्रॉन का निर्धारण करने वाला पहला कदम है,
इसलिए कार्बन प्लस दो हाइड्रोजन परमाणु प्लस ओह
कार्बन में चार वैलेंस इलेक्ट्रॉन प्लस टू इन एक हाइड्रोजन में एक वैलेंस इलेक्ट्रॉन होता है एक
प्लस ऑक्सी ऑक्सीजन परमाणु में वैलेंस इलेक्ट्रॉन छह होता है, तो यह चार छह प्लस के बराबर होता है बारह
ch2o के लिए बारह वैलेंस इलेक्ट्रॉन उपलब्ध हैं केंद्रीय परमाणु कार्बन है और
शेष परमाणुओं को इस तरह व्यवस्थित करें अब तीन सिंगल बॉन्ड बनते हैं तीन सिंगल
बॉन्ड का मतलब है तीन में दो छह तो बारह माइनस छह बराबर छह इलेक्ट्रॉनों को छह इलेक्ट्रॉनों
को वितरित किया जाना चाहिए परमाणु के चारों ओर इस तरह से कि प्रत्येक परमाणु में आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं जो कि
यहां छह होते हैं यदि आप यहां डालते हैं और यदि आप यहां डालते हैं तो छह इलेक्ट्रॉन ऑक्सीजन परमाणु में जुड़ जाते हैं और
यह ऑक्सीजन परमाणु को आठ इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है, लेकिन यदि आप संख्या को देखते हैं
इस कार्बन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन है यह आठ नहीं है यह केवल छह है दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन इसके छह हैं
तभी आपको क्या करना है ऑक्सीजन परमाणु से इलेक्ट्रॉन की अकेली जोड़ी को
आह कार्बन परमाणु की ओर ले जाएं तो यह इस तरह कार्बन देता है
इसलिए मूल रूप से हमने
इलेक्ट्रॉन की एक जोड़ी को एक बंधन में परिवर्तित कर दिया ठीक बंधन इलेक्ट्रॉन अब यदि आप कार्बन परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन की संख्या की गणना करते हैं तो

Prof@IITK

आठ है दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन तो आठ तो
आठ इलेक्ट्रॉन ऑक्सीजन के चारों ओर दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन दो इलेक्ट्रॉन आठ
इसलिए ऑक्टेट का पालन किया जाता है ऑक्टेट नियम का पालन किया जाता है अणु बहुत स्थिर होता है इस तरह एक
को पत्तियों को डार्ट खींचना होता है संरचना धन्यवाद

Prutor@IITK