

शुभ प्रभात सर्वांना आज आपण रासायनिक बंध म्हणजे काय हे पाहणार आहोत रासायनिक बंध हे अणूंमधील आकर्षणाचा संदर्भ घेतात हे रसायनशास्त्राचे अत्यंत महत्त्वाचे तत्व आहे त्यामुळे रेणूच्या कोणत्याही गुणधर्माचे स्पष्टीकरण देण्यासाठी बॉन्डिंगबद्दल समजून घेणे खूप महत्त्वाचे आहे.

कार्बन डायऑक्साइड कार्बन डायऑक्साइड हा हरितगृह वायूपैकी एक हरितगृह वायू आहे जो वातावरणात असतो तो पृथ्वीच्या पृष्ठभागावरील उष्णतेला बाहेर पडू देत नाही परिणामी पृथ्वीच्या पृष्ठभागावरील तापमान वाढते परंतु जर तुम्ही याचा विचार केला तर वातावरणात केवळ कार्बन डाय ऑक्साईड नाही तर इतर वायू आहेत उदाहरणार्थ नायट्रोजन आणि O_2 मोठ्या प्रमाणात असतात परंतु त्यांना हरितगृह वायू असे म्हटले जात नाही परंतु आपण वातावरणात कार्बन डायऑक्साइडचे प्रमाण पाहिल्यास फक्त 0.

04 टक्के पण

ते ग्लोबल वॉर्मिंगला कारणीभूत आहे कारण सध्याच्या बॉन्डिंगच्या स्वरूपाशी काहीतरी संबंधित आहे कार्बन डाय ऑक्साईडमध्ये ही कार्बन डाय ऑक्साईड रचना आहे ठीक आहे तो एक रेणूय रेणू आहे आणि ठीक आहे आणि मध्य अणू कार्बन आहे जोडलेले आहे आणि दोन ऑक्सिजन अणूनी वेढलेले आहे

त्यामुळे ते त्याच्या रासायनिक बंधनामुळे आहे

ठीक आहे ते ग्लोबल वॉर्मिंगमध्ये योगदान देते म्हणून आपण हे जाणून घ्या की उष्णता ऊर्जा इन्फ्रारेड विकिरणांशी संबंधित आहे म्हणून कार्बन डायऑक्साइडचा बॉन्डिंग पॅटर्न अशा प्रकारे आहे की तो इन्फ्रारेड प्रदेशात प्रकाश शोषून घेतो जो उष्णतेशी संबंधित आहे कारण

कार्बन डायऑक्साइड ग्लोबल वॉर्मिंगमध्ये योगदान देते

त्यामुळे तुम्ही यातून हे करू शकता परंतु जर तुम्ही

n_2 किंवा O_2 मधील बॉन्डिंगचे स्वरूप पाहिल्यास ते योगदान देत नाहीत कारण त्यांच्यातील बॉन्डिंगच्या स्वरूपामुळे आहे

त्यामुळे बॉन्डिंगचे स्वरूप काय आहे हे समजून घेणे अधिक महत्त्वाचे आहे प्रत्येक रेणूमध्ये बॉन्डिंग कसे समजून घ्यायचे

म्हणून जर तुम्ही घटकांकडे बघितले तर मूलद्रव्ये एकत्र होऊन एक रेणू तयार होतात रेणू

घटकांच्या तुलनेत कमी ऊर्जा असतात म्हणून बॉन्ड फॉर्म नंतर

घटकांच्या तुलनेत रेणूची उर्जा कमी असते का ह्या गोष्टी लक्षात ठेवल्या पाहिजेत

बॉन्डिंग समजून घेण्यासाठी अणूंमधील बॉन्डिंग समजावून सांगण्यासाठी

आणि इलेक्ट्रोस्टॅटिक पोटेंशियल उर्जा मॉडेल नावाच्या मॉडेलवरून तथाकथित मॉडेलचा विचार करूया

ठीक आहे इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य ऊर्जा

मॉडेल इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य ऊर्जा मॉडेल इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य ऊर्जा मॉडेल म्हणून um ही इलेक्ट्रोस्टॅटिक

संभाव्य ऊर्जा संकल्पना वापरून आपण अणूंमधील बंध स्पष्ट करू शकतो म्हणून या

संकल्पनेखाली इलेक्ट्रोस्टॅटिक ऊर्जा द्वारे दिली जाते गुणोत्तराने दिलेल्या समस्येवर शुल्क आकारण्यासाठी थेट

प्रमाणात प्रभार q_1 आणि q_2 आणि नंतर चार्जमधील अंतराच्या व्यस्त प्रमाणात आहे

त्यामुळे इलेक्ट्रोस्टॅटिक ऊर्जा

पुन्हा एकदा त्यांच्या चार्जेसच्या थेट प्रमाणात असते

आणि त्यांच्यामधील अंतराच्या व्यस्त प्रमाणात असते.

त्यामुळे जर तुमच्याकडे ऋण नकारात्मक चिन्हाचे शुल्क

असेल आणि जर तुमच्याकडे एक कण आहे आणि त्याचा चार्ज आहे सकारात्मक ठीक आहे जेव्हा ते एकमेकांकडे जातात

कारण एक कण सकारात्मक असतो दुसरा कण ऋण असतो तेव्हा ते एकमेकांकडे आकर्षित होतात जेव्हा ते एकमेकांकडे जातात

तेव्हा ऊर्जा कमी होत असते ठीक आहे कारण एका कणावरील चार्ज

ऋण असतो आणि दुसरा कार्य दुसऱ्यावर दुसरा चार्ज असतो कण पॉझिटिव्ह

आहे उम पॉझिटिव्ह ऋणाचे गुणाकार ऋण आहे म्हणून ऊर्जा ऋण होते ऊर्जा

ऋण होते जसे ते ठीक जवळ येतात तेव्हा ऊर्जा आणखी नकारात्मक होईल जेव्हा

कणांमधील अंतर कमी होते

त्यामुळे ऊर्जा शेवटी कमी होते जेव्हा दोन

विरुद्ध चार्ज केलेले कण एकमेकांकडे जा 1 जसे कण कण एकमेकांच्या जवळ येतात 1 नकारात्मक बनते म्हणून जर आपल्याकडे होय

असेल तर उदाहरणार्थ आपण

म्हणू की एक प्लस जवळ येत आहे um b अधिक s माफ करा b उणे जेव्हा ते एकमेकांकडे येतात तेव्हा

त्यांच्यामध्ये ऊर्जा असते.

या कणांमधील अंतर जसजसे कमी होते तसतसे ते कमी होते

त्यामुळे आणि नंतर ती किमान ऊर्जेपर्यंत पोहोचते

जिथे ते स्थिर आहेत ठीक आहे जेथे ते i जेथे ते कमाल किमान ऊर्जा प्राप्त करते

जी यासारख्या आकृतीद्वारे दर्शविली जाऊ शकते ही संभाव्य ऊर्जा संभाव्य

इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य ऊर्जा प्रति किलो जूलमध्ये आहे आणि हे आहे

कणांमधील मध्यवर्ती अंतर आता जर तुम्ही म्हणाल की ही ऊर्जा शून्य शून्य आहे आणि नंतर कण एका वेळी दूर असतात म्हणून

येथे दोन कण आहेत एक कण आहे ज्याचा चार्ज धन आहे आणि येथे b आहे

कणाचा चार्ज ऋण आहे आणि ते एकमेकांच्या जवळ येतात ठीक आहे

त्यामुळे सिस्टमची ऊर्जा

कमी होते ठीक आहे ते जेव्हा एकमेकांकडे जातात तेव्हा ऊर्जा कमी होते जी या आकृतीद्वारे दर्शविली जाऊ शकते

कारण ते असेच आहे म्हणून ते एकमेकांच्या अधिक जवळ आणि जवळ येतात

उर्जा कमी होते म्हणून मी आकृती टाकत आहे उर्जा वरील शून्य

आहे आणि खाली सकारात्मक आहे नकारात्मक आहे म्हणून ती उर्जा नकारात्मक होईल

कमीत कमी वेदना होतात आणि नंतर ते वाढते ठीक आहे म्हणून मी आधी स्पष्ट केले होते की हे

शुल्कांचे उत्पादन आहे समतोल ऊर्जा ही शुल्काच्या गुणाकाराच्या थेट प्रमाणात

असते आणि अंतराच्या व्यस्त प्रमाणात असते

त्यामुळे कण एकमेकांच्या जवळ येतात

तेव्हा सिस्टमच्या ऊर्जेकडे कमी होते आणि येथे किमान पोहोचते ठीक आहे ती ऊर्जा पुन्हा वाढल्यानंतर

तुम्हाला काय समाविष्ट करावे लागेल जर तुम्ही एखादे कण ठीक किंवा आयन घेतले तर त्यात इलेक्ट्रॉन्स

आणि न्यूक्लियस आहेत

त्यामुळे ते एकमेकांशी किती जवळ येऊ शकतात इतके किंवा इतके जास्त नाही ते

विशिष्ट अंतराच्या पलीकडे एकमेकांकडे जाऊ शकत नाहीत ठीक आहे, मग ते जर हवेच्या जवळ गेले तर काय होईल

तेथे कणांमध्ये एक तिरस्करण आहे कारण प्रत्येक कणामध्ये

इलेक्ट्रॉन असतात तसेच प्रोटॉन असतात एका कणावर असलेले इलेक्ट्रॉन दुसऱ्या कणावरील इलेक्ट्रॉनला मागे टाकतात

त्याचप्रमाणे एका कणावरील प्रोटॉन हे तरंग असतात.

ठीक आहे दुसऱ्या कणाचा प्रोटॉन

त्यामुळे परिणामी तेथे ए.

आर.

जसे चार्जेस ठीक आहे, ज्यामुळे

ऊर्जेमध्ये वाढ होईल हे कारण आहे म्हणून हे एक विशिष्ट अंतर आहे ठीक आहे ऊर्जा किमान ठीक आहे

तुम्हाला माहिती आहे की ही या अंतरावरील ऊर्जा आहे ठीक आहे आणि हे अंतर आहे ज्यावर हे आहे

उर्जा ठीक आहे हे अंतर आहे ज्यावर ही ऊर्जा आहे म्हणून या

बिंदूवर प्रतिकर्मक आणि आकर्षक शक्ती संतुलित आहेत ठीक आहे जर तुम्ही या किंवा त्यापेक्षा कमी

अंतरावर गेलात तर बल संतुलित नाहीत ठीक आहे म्हणून तो बिंदू आहे आकर्षक

आणि तिरस्करणीय शक्ती संतुलनात आहेत ठीक आहे आणि ऊर्जा किमान आहे जेणेकरून

अंतर ठीक आहे हे प्रत्येक अणूचे वैशिष्ट्य आहे, उदाहरणार्थ, या संकल्पनेचा

वापर आयनिक बॉण्डचे स्पष्टीकरण देण्यासाठी केला जाऊ शकतो जसे मी आधी म्हटल्याप्रमाणे तुम्ही कण घ्या a pl a $plus$

आणि b

उणे ठीक आहे कारण ते विरुद्ध चार्ज केलेले कण एकमेकांकडे

जातात कारण ते एकमेकांकडे आकर्षित होतात आणि नंतर त्यांच्यात एक आयनिक बॉण्ड

तयार होतो ओके ते आयनिक बॉण्ड्स आयनिक बॉण्ड बनवतात

त्यामुळे तुम्ही स्पष्ट करू शकता कण ओके

um या प्रकारच्या इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य उर्जा मॉडेलद्वारे आयनिक बॉण्डची निर्मिती ठीक आहे

दोन तटस्थ अणूंमधील बॉण्डिंगबद्दल काय उदाहरणादाखल हायड्रोजन अणू हायड्रोजन

एक उदाहरणार्थ हायड्रोजन अणू म्हणा एक हायड्रोजन अणू b ठीक आहे आणि नंतर ते हायड्रोजन

रेणू बनवतात हायड्रोजन रेणू तयार होतो तुम्ही

या मॉडेलद्वारे दोन तटस्थ हायड्रोजन अणूंमधील बॉण्डिंग हे या मॉडेलद्वारे स्पष्ट करू शकता की दोन हायड्रोजन अणूंमधील बॉण्डिंग कसे

स्पष्ट करू शकता

प्रत्येक अणूंमध्ये नकारात्मक चार्ज केलेले

इलेक्ट्रॉन तसेच पॉझिटिव्ह चार्ज केलेले प्रोटॉन असतात

त्यामुळे अणूना एकमेकांवर हल्ला करणे शक्य आहे

ठीक आहे मग त्याच प्रकारे दोन हायड्रोजन अणूंमधील बॉण्डिंग स्पष्ट करू शकतो उदाहरणार्थ

येथे दोन हायड्रोजन अणू a आणि a लांब आहेत याशिवाय ते चांगले विभक्त झाले आहेत आणि दोन कणांमध्ये कोणतेही आकर्षण नाही

म्हणून परिणामी ऊर्जा f दरम्यान संभाव्य ऊर्जा किंवा ती प्रणाली शून्य आहे म्हणून या अंतरावर ठीक आहे म्हणून ही संभाव्य ऊर्जा शून्य आहे म्हणून ऊर्जा शून्य आहे परंतु दोन तटस्थ हायड्रोजन अणूंमधील अंतर कमी झाल्यामुळे ऊर्जा कमी होते ठीक आहे म्हणून हे उर्जेचे अंतर आहे एक अंतर या मार्गाने ऊर्जा ही अशीच असते म्हणून जेव्हा हे दोन कण एकमेकांजवळ येतात तेव्हा ऊर्जा कमी होते.

आणि नंतर किमान ओके पोहोचते की त्यांच्यामधील हे इष्टतम अंतर ज्यावर किमान ऊर्जा ही किमान ऊर्जा मिळते त्या अंतरानंतर कोणत्याही अंतरानंतर ठीक आहे अंतर कमी केल्याने ऊर्जेमध्ये उम वाढ होईल ठीक आहे हे असेच घडते ज्यामुळे दोन हायड्रोजन अणू एकत्र होऊन एक रेणू बनतात हे इलेक्ट्रोस्टॅटिक मॉडेलद्वारे देखील स्पष्ट केले जाऊ शकते रासायनिक बंधांवर उपचार करण्याचा हा एक सामान्य मार्ग आहे जरी तेथे अनेक ठीक आहेत तेथे खूप चांगले सिद्धांत अस्तित्वात आहेत ते आपण नंतर पाहू पण या मॉडेलद्वारे बॉइंगकडेही पाहता येईल.

रासायनिक बॉइंगबद्दल काही सामान्य कल्पना म्हणून तुम्ही येथे पाहू शकता की या अंतरावर उर्जा कमी झाली आहे. आता दोन हायड्रोजन अणूंचे अंतर किती आहे ज्यामुळे हायड्रोजन अणू दोन हायड्रोजन अणूंमधील बॉन्ड होतो जर अंतर आहे तर या ठिकाणी हे अहा आणि h_b आहे ठीक आहे त्यामुळे हे अंतर 74 पिकोमीटरशी संबंधित आहे म्हणून यापेक्षा कमी अंतर उदा. 74 च्या तुलनेत 73 पिकोमीटर जास्त उर्जेमध्ये असेल ठीक आहे.

म्हणजे दोन हायड्रोजन अणूंमधील अंतर म्हणजे ते अंतर सूचित करते ते तथाकथित बॉन्ड लांबी ठीक आहे, अंतर 74 पिकोमीटर आहे म्हणून 74 पिकोमीटरला बॉन्ड लांबी म्हणतात आणि त्या अंतरावरील ऊर्जा आहे ऊर्जा इलेक्ट्रोस्टॅटिक ऊर्जा इलेक्ट्रोस्टॅटिक संभाव्य ऊर्जा म्हणजे ऊर्जा उणे 432 किलो जूल प्रति मोल आहे म्हणजे ऊर्जा इतकी ऊर्जा आहे सोडले जाते जेव्हा दोन हायड्रोजन अणू एकत्र होऊन हायड्रोजन वायूचा एक रेणू तयार होतो ठीक आहे त्यामुळे इतकी ऊर्जा शहरी सोडली जाते म्हणून तुम्ही या स्पष्टीकरणावरून पाहू शकता हायड्रोजन रेणूची उर्जा त्याच्या मूल स्वरूपाच्या हायड्रोजन अणूंच्या तुलनेत उर्जेमध्ये कमी असते, त्यामुळे बंधित रेणू हे ज्या um घटकांपासून रेणू तयार होतात त्या अणूंच्या तुलनेत कमी ऊर्जा असते.

म्हणून हे आहे उर्जा म्हणजे जसे तुम्ही येथे पाहू शकता त्यामुळे हे एक अंतर आहे ज्यावर आता ऊर्जा आहे समजा जर तुम्हाला हे दोन हायड्रोजन अणू एकमेकांपासून वेगळे करायचे असतील तर तुम्हाला तेवढी ऊर्जा द्यावी लागेल. हायड्रोजन रेणूला दोन हायड्रोजन अणू वेगळे करण्यासाठी 432 किलोज्यूल प्रति मोल ऊर्जा दिली जाईल म्हणजे 432 432 किलोज्यूल प्रति मोल ऊर्जा h_2 रेणू क्लीव्ह करण्यासाठी क्लीव्हला द्यावी लागेल तर तुमच्याकडे हायड्रोजनचे मूलद्रव्य असेल म्हणून तुम्ही सांगू शकता की 432 किलोज्यूल प्रति मोल ही दोन हायड्रोजन अणूंमधील बॉन्डची ऊर्जा आहे म्हणून ती प्रति मोल 432 किलो आयसो किलोज्यूल आहे बॉन्डची ऊर्जा बॉन्ड ऊर्जा आहे हायड्रोजन रेणूमध्ये h मध्ये e बॉन्ड ही एक बॉन्ड ऊर्जा आहे त्यामुळे यावरून हे स्पष्ट होते की बॉन्ड एनर्जी काय आहे ठीक आहे बॉन्डची लांबी काय आहे म्हणून तुमच्याकडे एक हायड्रोजन अणू आहे ठीक आहे तुमच्याकडे दुसरा हायड्रोजन अणू आहे ठीक आहे हे म्हणूया हा हा आहे. हे h_b ठीक आहे हे एक केंद्रक आहे हे केंद्रक आहे गोल दोन हायड्रोजन अणूंच्या दोन केंद्रांमधील अंतर 74 पिकोमीटर आहे ठीक आहे त्यामुळे ते अंतर सहसंयोजक बंध नावाच्या बंधाचा संदर्भ देते या बंधाला सहसंयोजक बंध म्हणतात म्हणून तुम्ही येथे पाहू शकता की सहसंयोजक म्हणजे काय बॉन्ड सहसंयोजक बंध दोन हायड्रोजन अणूंमध्ये तयार होतो जो एक प्रकारचा बंध आहे एक प्रकारचा बंध रसायनशास्त्रात अनेक प्रकारचे बंध आहेत दुसरे

एक आयनिक बॉन्ड सहसंयोजक बंध आहे दुसरे एक आयनिक आहे दुसरे धातूचे बंध आहेत इतर आहेत बॉन्ड्स हायड्रोजन बॉन्डिंगमध्ये कमकुवत शक्ती आहेत हे रसायनशास्त्रातील बंधांचे तीन प्रमुख प्रकार आहेत ज्याचा वापर करून कोणी स्पष्ट करू शकतो किंवा रेणूंचा गुणधर्म समजू शकतो तर सहसंयोजक बंध सहसंयोजक बंध काय आहे

दोन अणूंमध्ये um ok द्वारे बनते .
उदाहरणार्थ हायड्रोजन रेणूमध्ये आता उम्हाला सहसंयोजक बंध काय आहे याविषयी काही कल्पना आहे.

सहसंयोजक बॉन्ड बदल अधिक नंतर पाहूया आता ionic बॉन्ड काय आहे ते ionic bond दरम्यान बनते ते थोडक्यात पाहू.
दोन आयन जे

संभाव्य उर्जा आकृतीद्वारे देखील समजले जाऊ शकतात आणि ठीक आहे आणि नंतर जेव्हा तुम्ही आयनिक बॉन्डचा विचार करता तेव्हा ते मूलतः धातू आणि नॉन-मेटल धातू आणि नॉन-मेटल्स नॉन-मेटल यांच्यामध्ये बनते आणि

नियतकालिक सारणीच्या उजव्या बाजूला धातू प्रामुख्याने इलेक्ट्रोपॉझिटिव्ह असतात नियतकालिक सारणीच्या डाव्या बाजूला धातू

त्यामुळे जेव्हा ते एकत्र होतात तेव्हा ते आयनिक

बॉन्ड सहसंयोजक बंध तयार करतात हे मुख्यतः नॉन-मेटल्सद्वारे

तयार होतात तसेच मेटॅलाइड्स आयनिक बॉन्ड्स मेटल आणि नॉन-मेटल्समध्ये तयार होतात आणखी एक बंध ज्याला मेटॅलिक बॉन्ड मेटॅलिक बॉन्ड म्हणतात.

धातूनेच तयार होतो.

म्हणून जर तुम्ही विचार केला तर धातूचा बंध काय आहे जर

तुम्ही धातूचा विचार केला तर उदाहरणार्थ सोडियम धातू म्हणून मी सोडियम धातू म्हणून रेखाटत आहे असे वर्तुळ आहे आणि नंतर दुसरा सोडियम धातू आहे आणि नंतर दुसरा सोडियम धातू आहे दुसरा सोडियम धातू

दुसरा सोडियम धातू आहे आणि नंतर दुसरा सोडियम धातू आहे त्यात एक केंद्रक आहे ते सर्वत्र आहेत

प्रत्येक अणू वर्तुळात प्रत्येक अणूमध्ये एक केंद्रक आहे आता उम तेथे m हे धातूचे अणू आहेत

एकत्र अस्तित्वात आहेत कारण त्यांच्यामध्ये काही बंधने आहेत अन्यथा ते एकत्र अस्तित्वात असू शकत नाहीत

त्यांच्यातील बॉन्डिंगचे स्वरूप काय आहे त्या बॉन्डिंगचे स्वरूप मेटॅलिक

बॉन्ड मेटॅलिक बॉन्ड्स असे म्हणतात त्यात सामायिक करणे देखील समाविष्ट आहे जे आपण आताच पाहिले ते सहसंयोजक बंध आहे ज्यामध्ये

इलेक्ट्रॉन दोन हायड्रोजन अणूंमध्ये सामायिक केले जाते जी अतिशय महत्त्वाची संकल्पना आहे इलेक्ट्रॉन्स

एक बॉन्ड तयार करण्यासाठी सामायिक केले जातात ज्याला कोव्हॅलेंट बॉन्ड म्हणतात त्याचप्रकारे समान

गोष्ट मेटॅलिक मध्ये घडते मेटॅलिक बॉन्ड बनते तसेच सहसंयोजक बॉन्डसमधील

सहसंयोजक बॉन्ड्सच्या विपरीत आपण पाहतो की आम्ही एक जोडी पाहिली आहे इलेक्ट्रॉनचे अणूंच्या जोडीमध्ये सामायिक केले जाते परंतु धातूच्या बंधांमध्ये इलेक्ट्रॉन केवळ दोन अणूंमध्ये सामायिक केले जात नाहीत.

s इलेक्ट्रॉन्स

धातूमधील अनेक अणूंमध्ये सामायिक केले जातात म्हणून मी येथे जे धातू काढले आहेत ते फक्त एक

द्विमितीय आकृती आहे धातू त्रिमितीय पद्धतीने मांडलेले आहेत म्हणून येथे पुन्हा

अणूंमध्ये इलेक्ट्रॉनचे सामायिकरण आहे ते दरम्यान सामायिक करत नाही अनेक अणूंमध्ये इलेक्ट्रॉनचे कोणतेही दोन धातूचे अणू सामायिक करतात

ठीक आहे, असे सामायिक केलेले इलेक्ट्रॉन दोन अणूंच्या मध्ये स्थित नसतात आणि

ते प्रत्यक्षात सर्व धातूंचे फिरत असतात ठीक आहे

त्यामुळे इलेक्ट्रॉनचा समुद्र तयार होतो

ज्यामध्ये केंद्रकांच्या हालचालीमुळे अनेक अणू धातूमधील या सामायिक इलेक्ट्रॉन्समध्ये

वैशिष्ट्यपूर्ण वैशिष्ट्यपूर्ण गुणधर्म असतात जसे की चालकता आम्ही म्हणतो की ते

उष्णता आणि विजेचे खूप चांगले वाहक आहे म्हणून सहसंयोजक

बंध किंवा आयनिक बॉन्डमधील फरक हाच आहे की .

सहसंयोजक बंधामध्ये दोन अणू किंवा अनेक अणूंमधील इलेक्ट्रॉनचे सामायिकरण सामायिक केलेले इलेक्ट्रॉन दोन अणूंमध्ये स्थित आहे परंतु मेटामध्ये ionic बॉन्ड्स शेअर केलेले इलेक्ट्रॉन्स सर्व अणूभोवती

फिरत असतात परिणामी इलेक्ट्रॉन्सचा समुद्र असतो.

ठीक आहे

त्यामुळे इलेक्ट्रॉन मोकळे असतात त्यांना

d लॉकलायझर म्हणतात ओके इलेक्ट्रॉन डिलोकलायझर केले जातात

त्यामुळे इलेक्ट्रॉन्स धातूमध्ये डिलोकलायझर केले जातात

ते हलवायला मोकळे असतात म्हणजे मोकळेपणाने हालचाल करतात परिणामी ते

वीज आणि उष्णतेचे खूप चांगले वाहक असतात पण कोलन बॉन्डमध्ये मूलतः धातूच्या बॉन्डमधील दोन अणूंमधील इलेक्ट्रॉनच्या जोडीचे

सामायिकरण असते, सामायिक केलेले इलेक्ट्रॉन डीलोकलाइज्ड असतात

त्यामुळे हे कारण आहे ते

उष्णता आणि विजेचे खूप चांगले वाहक आहेत आता आपण वेगळ्या संकल्पनेकडे

वळू या तथाकथित पाने डॉट स्ट्रक्चर्स आहे तो एक केमिस्ट आहे एक महान अमेरिकन केमिस्टचा प्रस्ताव नियम ज्याला ऑक्टेट नियम म्हणतात तो एकटाच तो पहिला माणूस आहे हे

दाखवून दिले की बंध तयार होतात इलेक्ट्रॉन्सचे सामायिकरण करून त्याला आश्चर्य वाटले की त्याने काय प्रस्तावित केले आहे

की बॉन्ड तयार करण्यासाठी दोन इलेक्ट्रॉन्स आवश्यक आहेत म्हणून दोन इलेक्ट्रॉन्स दोन अणूंमध्ये सामायिक केल्याने एक

बॉन्ड तयार होतो तो कॉन्स ept ही icm क्रांतिकारी संकल्पना आहे जी क्रांटम

मेकॅनिक्स ऑर्बिटल संकल्पना घेण्याआधी लेव्हिसने मांडली होती जी जीबी गियान लेव्हिसने मांडलेली एक उत्तम कल्पना होती

आणि त्याने असे सुचवले की त्याने अनेक रेणू पाहिले अनेक स्थिर

रेणू दुसऱ्या दोन घटकांचे उदाहरणार्थ आवर्त सारणीमध्ये तुम्ही अनेक

रेणू पाहिलेले स्थिर रेणू उदाहरणार्थ पाण्याचे पाणी आणि नंतर अमोनिया हे रेणू खूप स्थिर आहेत आणि

मग तुम्ही हे घेऊ शकता की हे दोन रेणू त्यांच्याद्वारे तयार केलेले आहेत दुसऱ्या रांगेतील

घटक मुख्य गट घटक आणि हे रेणू खूप स्थिर असतात आणि नंतर तुमच्या लक्षात आले की हे

रेणू प्रत्येक अणूभोवती इलेक्ट्रॉन्सची संख्या आठ ठीक सेकंद दोन घटक आहेत म्हणजे उर्जा

पातळी दोन n समान आहे दुसऱ्या रांगेसाठी n समान दोन आणि त्यांना s आणि आणि p ऑर्बिटल्स असतात तेव्हा या दोन ऑर्बिटल्स

होय इलेक्ट्रॉन s

ऑर्बिटल दोन इलेक्ट्रॉन सामावून घेऊ शकतात p ऑर्बिटल सहा इलेक्ट्रॉन सामावू शकतात

एकूण आठ इलेक्ट्रॉन आहेत तर मग एकदा हे दोन सेल

भरले की ते ठीक आहे मग तुमचा शेवट शेल कॉन्फिगरेशनच्या जवळ येईल जे

नोबल गॅस क्लोजर शेल नोबल गॅससाठी नोबल गॅससाठी प्रसिद्ध आहे किंवा त्यांना इनर्ट वायू म्हणतात

म्हणून ते एकक आहेत कारण ते नाहीत आजकाल अनेक संयुगे असूनही रासायनिकदृष्ट्या प्रतिक्रियाशील असले

तरी त्यांच्या विशिष्टतेचे श्रेय सुरुवातीला बंद सेल कॉन्फिगरेशनला दिले जाते.

त्याचप्रकारे जेव्हा त्याने या प्रकारच्या रेणूंमधील प्रत्येक अणूभोवती असलेल्या इलेक्ट्रॉन्सची संख्या पाहिली

तेव्हा त्याला आढळले की आठ इलेक्ट्रॉन सामायिक आहेत

अणूंमध्ये तुम्ही उदाहरणार्थ o पाण्यातील इलेक्ट्रॉनची संख्या किंवा

या ऑक्सिजनच्या अणूभोवती इलेक्ट्रॉनची संख्या आठ आहे कसे एक बॉन्ड एकल बॉन्ड आहे

याला सिंगल बॉन्ड म्हणतात सिंगल बॉन्ड म्हणजे दोन इलेक्ट्रॉन दुहेरी बंध म्हणजे चार इलेक्ट्रॉन्स

अणूंमध्ये सामायिक केले जातात एकल बंध म्हणजे एकल बंध म्हणजे दोन इलेक्ट्रॉन्स दोन शेजारच्या

दरम्यान सामायिक केलेले t दरम्यान wo अणू दोन अणू दुहेरी बंध म्हणजे चार इलेक्ट्रॉन, म्हणून जेव्हा त्याने प्रत्येक अणूभोवती इलेक्ट्रॉन्सची संख्या पाहिली

तेव्हा त्याला आढळले की ते आठ आहे म्हणून ऑक्सिजन

अणू आणि हायड्रोजन अणूंमध्ये एकच बंध आहे म्हणजे एक दोन इलेक्ट्रॉन आहेत तेथे दोन इलेक्ट्रॉन्स

आहेत आणि या व्यतिरिक्त या दोन एकल जोड्या आहेत या दोघांना एकाकी जोड्या म्हणतात ठीक आहे न

सामायिक केलेल्या इलेक्ट्रॉनची जोडी आणि अणूला लोन पेअर म्हणतात ठीक आहे या ऑक्सिजन अणूवर दोन लोन जोड्या आहेत

ज्याला एकल जोडी म्हणतात या ऑक्सिजन अणूवर नसलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या जोडीला लोन जोड्या म्हणतात

आणि

त्यामुळे हा ऑक्सिजन अणू आणि हायड्रोजन अणूंमध्ये आणखी एक एकल बंध आहे म्हणून

एकूण आठ इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन आहेत दोन इलेक्ट्रॉन येथे चार आणि दोन इलेक्ट्रॉन

येथे सहा अधिक दोन आठ म्हणजे एकूण त्यात आठ इलेक्ट्रॉन आहेत त्याचप्रमाणे जर तुम्ही

या नायट्रोजन अणूभोवती इलेक्ट्रॉनची संख्या पाहिली तर आठ आहे कारण इथे दोन इलेक्ट्रॉन आहेत दोन इलेक्ट्रॉन आहेत

रॉन येथे दोन इलेक्ट्रॉन आहेत

त्यामुळे त्यात एक जोडी आहे

त्यामुळे एकूण आठ मध्ये त्याचप्रमाणे

तुम्ही प्रत्येक ऑक्सिजन अणूभोवती इलेक्ट्रॉनची संख्या देखील येथे मोजू शकता त्यामुळेच

त्याने ऑक्टेट नियम ऑक्टेट म्हणजे आठ असा नियम सुचवला.

जर तुमच्याकडे एक रेणू असेल आणि

तो स्थिर असेल आणि मग अणू ठीक आहे त्यामधील प्रत्येक अणूंमध्ये आठ इलेक्ट्रॉन्स असले पाहिजेत मग तो रेणू स्थिर असेल तर तो

ऑक्टेट नियम नावाचा नियम घेऊन येतो या ऑक्टेट नियमानुसार अणूंमधील प्रत्येक अणूने

शेअर केले पाहिजे त्याच्या शेजारच्या अणूंसह आठ इलेक्ट्रॉन्स म्हणजे ऑक्टेट नियमाने प्रस्तावित केलेला एक नियम आहे

आणि त्याव्यतिरिक्त त्याने असेही सांगितले की इलेक्ट्रॉन संकल्पनेचे बॉन्ड शेअरिंग तयार करण्यासाठी इलेक्ट्रॉनची एक जोडी आवश्यक आहे

ही जीएन लेव्हिजची मूळ संकल्पना आहे ज्यातून इतर सिद्धांत विकसित झाले.

उदाहरण

व्हॅलेन्स बाँड सिद्धांत डोळा पासून विकसित केला आहे

दोन अणूंमध्ये इलेक्ट्रॉनच्या इलेक्ट्रॉनच्या जोडीच्या इलेक्ट्रॉनच्या सामायिकरणाची मूळ कल्पना आता लुईस चिन्ह नावाचे एक चिन्ह आहे ते काय आहे हे आता दर्शवते की

एका विशिष्ट अणूवर किती व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन असतात उदाहरणार्थ तुम्ही बोरॉन घेतल्यास ठीक आहे

त्याचे रजा चिन्ह यासारखे आहे जसे हे बोरॉनचे लेव्ही प्रतीक आहे म्हणून बोरॉन

एका गट गट तीनशी संबंधित आहे म्हणून त्याची संख्या व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन म्हणजे तीन बोरॉनमध्ये तीन

व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन असतात जे याप्रमाणे दाखवले जाऊ शकतात म्हणून याला लीव्ह सिम्बॉल म्हणतात म्हणजे उदाहरणार्थ कार्बनमध्ये चार व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन असतात जे अशा प्रकारे दर्शविले जाऊ शकतात म्हणून

याला लेव्हीचे चिन्ह म्हणतात.

त्यावर किती अनपेअर इलेक्ट्रॉन्स असतात त्यावर किती अनपेअर इलेक्ट्रॉन असतात त्यामुळे लीव्ह

स्ट्रक्चर्स काढण्यासाठी आपण तथाकथित लेव्हीज स्ट्रक्चर्स काढू शकतो.

उदाहरणार्थ, तुम्हाला लुईस डॉट स्ट्रक्चर कसे काढायचे हे माहित असणे आवश्यक आहे म्हणून त्या उद्देशाने भव्य डर्ट स्टू कसा सुकवायचा हे जाणून घेणे महत्वाचे आहे

सुकविण्यासाठी पाच सहा पायऱ्या आहेत.

पाने डॉट स्ट्रक्चर ड्रॉइंग लीव्ह स्ट्रक्चर्स ड्रॉइंग लीव्ह स्ट्रक्चर काढण्यासाठी तुम्हाला प्रथम

रेणूमधील प्रत्येक अणूच्या व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या मोजणे आवश्यक आहे

पहिली पायरी एक व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या निर्धारित करते म्हणजे तुम्हाला

प्रत्येक घटकासाठी शिल्लक इलेक्ट्रॉन मोजावे लागतील उदाहरणार्थ पाणी H_2O ठीक आहे हायड्रोजनसाठी व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन

एक आहे तर यासाठी ते हायड्रोजनमध्ये दोन आहे आणि हायड्रोजनसाठी व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन एक

दोन मध्ये एक प्लस आहे जेथे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन आहे ऑक्सिजन हे सहा आहे

त्यामुळे एकूण आठ

इलेक्ट्रॉन्स आहेत, त्याप्रमाणे प्रथम बॉन्डिंगसाठी उपलब्ध

असलेल्या व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची एकूण संख्या किती

आहे हे शोधून काढावे लागते इलेक्ट्रॉन कारण बॉण्ड्स

फक्त व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्स वापरून तयार होतात कोर इलेक्ट्रॉन बॉन्डिंगमध्ये गुंतलेले नाहीत

म्हणून इथे लेव्ही स्ट्रक्चर्स लिहिण्यासाठी आम्ही ए व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्सच्या संख्येबद्दल चिंता आहे

जी तुम्ही गटातूनच शोधू शकता.

तिसरा गट घटक म्हणजे शिल्लक इलेक्ट्रॉन आहे

तीन चौथ्या गटाचे घटक म्हणजे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन चार पाचव्या गटाचे घटक आहेत म्हणजे

नायट्रोजन शिल्लक इलेक्ट्रॉन पाच आहे त्याचप्रमाणे सहावा गट घटक ऑक्सिजन आहे

फ्लोराईडसाठी इलेक्ट्रॉन सहा आहे ते निऑनसाठी सात आहे ते आठ आहे

त्यामुळे तुम्ही व्हॅलेन्स शोधू शकता

इलेक्ट्रॉन पहिली पायरी म्हणजे रचना काढण्यासाठी व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या किती आहे हे निर्धारित करणे

ही दुसरी पायरी म्हणजे दुसरी पायरी शोधणे केंद्रीय अणू मध्यवर्ती अणू काय आहे हे शोधा.

जर तुम्ही एखादा रेणू घेतला तर तेथे एक अणू इतर अणूंनी वेढलेला असेल

म्हणून मध्य अणूला मध्यवर्ती अणू असे म्हणतात.

मध्य अणू कसा

ठरवायचा हे ठरवायचे आहे.

प्रश्न की सामान्यतः केंद्रीय अणू सामान्यतः कमी इलेक्ट्रो ऋण

घटक असतो किंवा घटकामध्ये सर्वात जास्त बंधन क्षमता असते केंद्रीय घटक केंद्र 1 अणू म्हणजे ज्याची सर्वात मोठी बॉन्डिंग क्षमता

असते ती म्हणजे बॉन्डिंग क्षमता बॉन्डिंग क्षमता

म्हणजे अणूवर उपस्थित असलेल्या अनपेअर केलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या अनपेअर केलेल्या संख्येच्या संख्येचा संदर्भ

देते उदाहरणार्थ, जर तुम्ही बोरॉन घेतला तर ठीक आहे बोरॉनमध्ये तीन अनपेअर इलेक्ट्रॉन आहेत

एक दोन तीन कार्बनमध्ये चार न जोडलेले पॅंड आहेत आणि पॅंड पॅंड म्हणजे डॉट

ओके अनपॅंड म्हणजे ते पॅंड नाहीत म्हणून कार्बनसाठी चार न जोडलेले इलेक्ट्रॉन आहेत

त्यामुळे कार्बनमध्ये सर्वाधिक आहे

त्यामुळे बॉन्डिंग क्षमता म्हणजे जोडणी न केलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या संख्येचा संदर्भ

देते अणूची संख्या जास्त असेल अनपेअर इलेक्ट्रॉनची बॉन्डिंग क्षमता जास्त असेल जसे

की बोरॉन कार्बनच्या तुलनेत सर्वात जास्त um बॉन्डिंग क्षमता आहे म्हणून किंवा तुम्ही

इलेक्ट्रॉनगेटिव्हिटीवर आधारित केंद्रीय अणू देखील निवडू शकता कमी इलेक्ट्रॉनगेटिव्हिटी नकारात्मक घटक सामान्यतः केंद्रीय अणू असतो जो आम्ही तुम्हाला देखील देतो निवडू शकतो म्हणून आता आम्हाला माहित आहे की व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्सची संख्या आणि मध्यवर्ती अणू काय आहे हे माहित आहे नंतर तिसरा st ep ते ठीक आहे अंदाजे रचना काढा म्हणजे मध्यवर्ती अणू काय आहे हे ठरवल्यानंतर एखाद्याला अंदाजे रचना काढावी लागेल उदाहरणार्थ $um\ water\ molecule$ स्वतः h_2o तुमच्याकडे मध्यवर्ती अणू ऑक्सिजन आहे ठीक आहे ऑक्सिजन ऑक्सिजनची सर्वात जास्त बॉन्डिंग क्षमता आहे आणि नंतर तुमच्याकडे आहे

ऑक्सिजन आणि हायड्रोजन यांच्यात बॉन्ड काढण्यासाठी उह उदाहरणार्थ दुसरे उदाहरण म्हणजे काही um क्लोरोफॉर्म $ch\ c_{13}$ केंद्रीय अणू कार्बन आहे ठीक आहे आता मध्यवर्ती अणू काय आहे हे ठरवल्यानंतर तुम्हाला क्लोरोफॉर्मसाठी या मध्यवर्ती अणूभोवती उरलेला अणू ठीक आहे.

$chcl\ three$ कार्बन हा मध्यवर्ती अणू आहे तुम्ही

येथे हायड्रोजन ठेवला आणि मग माफ करा त्याभोवती तीन क्लोरीन अणू आणि मग तुम्ही अशा अणूमधील एकच बंध कोरडा कारण तेथे एकच बंध असणे आवश्यक आहे किमान एक बंध असणे आवश्यक आहे अणूच्या प्रत्येक जोडीमध्ये असते त्यामुळे अणूच्या जोडीमध्ये एकल बॉन्डची जोडी असणे आवश्यक आहे एक एकल बंध दोन इलेक्ट्रॉन्सचा संदर्भ घेते मग ते

$m\ eans$ तिसरी पायरी म्हणजे तुम्ही एकूण व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्समधून सिंगल बॉन्ड्स तयार करण्यासाठी ओके वजा करा आणि त्यानंतर तुम्हाला चौथ्या टप्प्यात चार पायरी द्यावी लागेल आणि एकच बॉन्ड तयार करण्यासाठी वापरल्या जाणाऱ्या इलेक्ट्रॉन्स वजा केल्यानंतर तुम्हाला उर्वरित इलेक्ट्रॉन्सचे वितरण करावे लागेल.

टर्मिनल अणूवर ओके वितरित करा उर्वरित व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन प्रत्येक टर्मिनल अणूभोवती जोड्या म्हणून वितरित करा जेणेकरून प्रत्येक अणूला हायड्रोजन वगळता इलेक्ट्रॉनचे ऑक्टेट ऑक्टेट प्राप्त होईल तुम्ही इलेक्ट्रॉनची जोडी ठेवू शकत नाही

ठीक आहे हायड्रोजन अणू हायड्रोजनमध्ये फक्त एक ऑर्बिटल आहे

ज्याला एकनेस म्हणतात ऑर्बिटल आणि तुम्ही ते फक्त दोन इलेक्ट्रॉन सामावून घेऊ शकत नाही म्हणून आतापर्यंत

हायड्रोजन हे पहिल्या पंक्तीचे घटक आहे ज्याचे पालन करते त्यासाठी फक्त

इलेक्ट्रॉन्सचे युगल हायड्रोजन आवश्यक आहे किंवा इलेक्ट्रॉनची डुप्लिकेट दोन

इलेक्ट्रॉन हायड्रोजन अणूभोवती पुरेसे आहेत म्हणून चौथी पायरी आपल्याला प्रत्येक टर्मिनल

अणूभोवती उर्वरित इलेक्ट्रॉन वितरित करावे लागतील जेणेकरून प्रत्येक अणू

प्राप्त होईल आठ इलेक्ट्रॉन्स आता पाचव्या पायरीवर जेव्हा मी उदाहरणांबद्दल चर्चा करतो तेव्हा हे स्पष्ट होईल पण तुम्ही हे सर्व

टप्प्याटप्प्याने केलेत

आणि प्रत्येक अणूभोवती व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्स वितरित केल्यानंतर कोणतीही चूक होणार नाही.

तुम्हाला इलेक्ट्रॉनच्या संख्येशी जुळणे आवश्यक आहे.

ते पहिल्या चरणात

मोजलेल्या व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनच्या संख्येशी वितरित केलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या संख्येशी जुळतात ते त्याच्याशी जुळले पाहिजे कारण तुम्ही

व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनच्या पहिल्या संख्येची गणना केली आहे आणि वितरणानंतर ते इलेक्ट्रॉन्स आता

वितरित केले गेले आहेत.

काय मोजले जाते ठीक

आहे तुम्ही इलेक्ट्रॉनची संख्या अशा प्रकारे वितरित केली आहे की प्रत्येक अणूमध्ये आठ इलेक्ट्रॉन आहेत

समजा जर तेथे जास्त इलेक्ट्रॉन असतील तर त्याहून अधिक इलेक्ट्रॉन ठीक आहे उरलेले इलेक्ट्रॉन

जोडले जावे किंवा केंद्रीय अणूला दिले जावे आणि नंतर चरणात 6 ऑक्टेट पूर्ण करा सहावी पायरी तुम्हाला खात्री करायची आहे

की केंद्रीय अणू मध्ये आठ इलेक्ट्रॉन आहेत जर त्यात eig असेल ht

इलेक्ट्रॉन्स नंतर रचना पूर्ण झाली आहे चला ठीक आहे आणि काही उदाहरणे पाहू ज्यातून ते

अगदी स्पष्ट झाले आहे, म्हणून मी तुम्हाला आणखी एकदा दाखवतो.

लेविस डॉट रचना कशी काढायची पहिली पायरी

म्हणजे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या शोधणे.

दिलेला रेणू तुम्हाला माहित आहे की

अणू कोणते आहेत म्हणून ओके वरून तुम्ही

व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या शोधू शकता म्हणून त्यांना एकत्र जोडा मग तुमच्याकडे व्हॅलेन्स

इलेक्ट्रॉनची एकूण संख्या असेल जी एकूण संख्या ठरवणारी पहिली पायरी आहे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनचे आणि

मग तुम्हाला मध्य अणू काय आहे हे निवडावे लागेल केंद्रीय अणू निवडल्यानंतर तुम्ही

उर्वरित अणू मध्य अणूभोवती व्यवस्थित करा आणि नंतर त्यांच्यामध्ये एकच बॉन्ड काढा

कारण सर्व अणू कमीतकमी एका एकाच बंधाने एकत्र धरलेले असतात.

म्हणून तुम्ही किमान बंध काढता जो

प्रत्येक अणूमध्ये एक एकल बाँड असतो,
त्यामुळे एक बाँड बनवण्यासाठी दोन इलेक्ट्रॉन वापरले जातात
म्हणून तुम्ही काढलेल्या सिंगल बाँडची संख्या मोजता.
इलेक्ट्रॉन्सची
संख्या व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्सच्या एकूण संख्येतून वजा केली पाहिजे त्यानंतर टर्मिनल अणूंमध्ये जे काही इलेक्ट्रॉन उरलेले असतील ते जोडले जावेत

धर्मल अणू म्हणजे केंद्रीय अणूच्या बाहेर असलेले अणू तुम्हाला
इलेक्ट्रॉन जोडण्यासारखे जोडावे लागतील अशा प्रकारे की प्रत्येक अणू प्रत्येक टर्मिनल अणू टर्मिनल अणू
आठ इलेक्ट्रॉन मिळवतो आणि नंतर तुम्हाला जोडलेल्या इलेक्ट्रॉनची संख्या पहावी लागेल आणि जोडलेल्या इलेक्ट्रॉनची
संख्या मूळतः मोजलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या संख्येशी जुळली पाहिजे जी समान
असली पाहिजे जर तुम्ही ती कमी किंवा जास्त नसावी तुमच्याकडे जास्त
इलेक्ट्रॉन असल्यास प्रत्येक टर्मिनल अणूने तुम्हाला आठ इलेक्ट्रॉन्स मिळतील याची खात्री केल्यानंतर ते होते.
त्यापेक्षा
जास्त इलेक्ट्रॉन केंद्रीय अणूमध्ये जोडला जाऊ शकतो आणि नंतर तुम्हाला खात्री करावी लागेल
की केंद्रीय अणूमध्ये इलेक्ट्रॉनचा ऑक्टेट ऑक्टेट आहे कडे असे नाही
की तुम्हाला मध्य अणू आणि कॉन्वर इलेक्ट्रॉनची एक जोडी किंवा एकटा पॅराफ्रेज आणावा लागेल अशी यंत्रणा आहे.

त्याला aa दुहेरी बाँडमध्ये रूपांतरित करा आणि नंतर तुम्ही इलेक्ट्रॉनची संख्या मोजलीत ते आठ इलेक्ट्रॉन असतील या
गोष्टी स्पष्ट होतील कारण आपण आपण उदाहरणे पाहू या
क्लोरोफॉर्म ch c13 साठी लेव्ही स्ट्रक्चर्स कसे काढायचे याचे उदाहरण पाहू या पहिली पायरी म्हणजे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन
कार्बन आहे हे कसे करायचे तिथे हायड्रोजन आहे ठीक आहे अधिक तीन क्लोरीन अणू
आहेत कार्बनसाठी संतुलित इलेक्ट्रॉन चार अधिक आहे हायड्रोजनसाठी व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन एक प्लस तीन
मध्ये व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन प्रति क्लोरीन सात आहे म्हणजे ते बरोबर आहे
क्लोरोफॉर्ममध्ये वीस 22 26 26 व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन्स आहेत आता तुम्हाला ते काढावे लागतील तुम्हाला
मध्य अणू शोधायचा आहे की मध्य अणू कार्बन आहे
कारण कार्बनमध्ये चार आणि एकल पॅराबोला चार आहेत आणि अनपेअर केलेल्या इलेक्ट्रॉन्सवर अशेअर केलेले ठीक आहे
त्यामुळे त्याची बाँडिंग क्षमता आहे येथे इतर अणूंच्या तुलनेत जास्त आहे म्हणून तुम्हाला
उर्वरित अणू व्यवस्थित करावे लागेल जे हायड्रोजन आहे आणि मध्य अणूभोवती क्लोरीन तुम्ही
हायड्रोजन अणू काढता ई आणि क्लोरीन अणू येथे क्लोरीन अणू येथे क्लोरीन अणू येथे क्लोरीन अणू आणि नंतर येथे एक
एकल बंध काढा येथे एकल बंध येथे एकल बंध येथे एकल बंध येथे आता चार एकल बंध
असे काढले आहेत जे चार मध्ये दोन चार एकल बंध आहेत जे चार मध्ये दोन आहेत
आठ इलेक्ट्रॉन्सच्या बरोबरी आहे आता आठ इलेक्ट्रॉन्स खपतात मग तुम्ही
एकूण सव्वीस इलेक्ट्रॉनमधून आठ इलेक्ट्रॉन वजा करा वजा आठ म्हणजे अठरा इलेक्ट्रॉन्स आता 18 इलेक्ट्रॉन
शिल्लक आहेत जे या टर्मिनल अणूभोवती वितरित केले जाऊ शकतात जे पास म्हणून वितरित केले जाऊ शकतात.

तेथे हायड्रोजन अणू असू शकत नाही, तुम्ही हायड्रोजनसाठी इलेक्ट्रॉनची जोडी जोडली जाऊ शकत
नाही हे फक्त एक युगल इलेक्ट्रॉन आहे त्यासाठी इलेक्ट्रॉन आवश्यक आहेत म्हणून तुम्ही
हायड्रोजन अणूमध्ये इलेक्ट्रॉनची जोडी जोडू शकत नाही
उरलेले अणू म्हणून आपण इथे इथे इथे जोडूया म्हणून आता मी या
क्लोरीन अणूभोवती तीन एकाकी जोड्या जोडल्या म्हणजे तीन एकाकी जोड्या म्हणजे सहा इलेक्ट्रॉन येथे एकच बंध आहे तेथे एकच
बंध आहे याचा अर्थ दोन इलेक्ट्रॉन आहेत
त्यामुळे आता या क्लोरीन अणूभोवती इलेक्ट्रॉनची
संख्या आठ आहे त्याचप्रमाणे तुम्ही येथे वितरीत करा
क्लोरीन अणूभोवती पुन्हा एका जोड्याप्रमाणे इलेक्ट्रॉनची संख्या आठ आहे येथे आठ आहे आठ येथे आठ आहे आता आठ आहे
आम्ही वितरीत केले 18 इलेक्ट्रॉन पास झाला आहे आमच्याकडे सहा अधिक सहा अधिक सहा आहेत
तीन एकल जोड्या तीन एकल जोड्या तीन एक जोड्या आहेत म्हणून प्रत्येक तीन लांब तीन एकल
जोडी म्हणजे तीन ते दोन सहा तीन मध्ये दोन उम तीन मध्ये दोन सहा सहा अधिक सहा अधिक
सहा अठरा तर आता मोजा व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या 26 असावी.
येथे

दोन इलेक्ट्रॉन आहेत येथे दोन इलेक्ट्रॉन आहेत येथे दोन इलेक्ट्रॉन आहेत तर आठ
इलेक्ट्रॉन आठ ओके म्हणजे चार सिंगल बाँड्स आहेत आणि नंतर एक दोन तीन चार
पाच सात आठ नऊ नऊ एकल जोड्या आहेत ठीक आहे म्हणजे 4 मध्ये 2
बरोबर 8 तर 9 ते 2 बरोबर 8 um 18.

म्हणून एकूण 26 इलेक्ट्रॉन्स आहेत
त्यामुळे ही

संख्या सुरवातीला मोजलेल्या इलेक्ट्रॉनच्या संख्येशी जुळत आहे.

आता तुम्हाला हे पहावे लागेल की

हा मध्य अणू कार्बन सिंथेटिक आहे का तो इलेक्ट्रॉनचा ऑक्टेट नियम गाठतो

की नाही आता ते इलेक्ट्रॉनची आठ संख्या प्राप्त करते, त्यात आठ संख्या इलेक्ट्रॉन आहेत कारण तेथे

दोन इलेक्ट्रॉन आहे दोन इलेक्ट्रॉन आहे एक दोन इलेक्ट्रॉन आहे दोन इलेक्ट्रॉन आहे म्हणून

दोन अधिक दोन अधिक दोन अधिक दोन आठ इलेक्ट्रॉन तुम्ही या क्लोरीन अणूकडे पाहिल्यास

इलेक्ट्रॉनची संख्या आठ आहे कारण दोन इलेक्ट्रॉन आहे दोन इलेक्ट्रॉन आहे

दोन इलेक्ट्रॉन आहे दोन इलेक्ट्रॉन आठ आहे त्याचप्रमाणे हायड्रोजनसाठी इतर दोन

अणूसाठी ते फक्त दोन इलेक्ट्रॉन आहेत म्हणून आता आम्ही खत्री केली आहे की ऑक्टेट कार्याच्या आजूबाजूला मध्यवर्ती अणू

बरोबर आहे म्हणजे रचना पूर्ण झाली आहे म्हणून रेखांकन सोडते की रचना पूर्ण होते

ch2 ओह आता व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉनची संख्या पाहू.

टॉन

हे व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन ठरवण्याची पहिली पायरी आहे म्हणून कार्बन अधिक दोन हायड्रोजन अणू अधिक ओह

कार्बनमध्ये चार व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन अधिक दोन मध्ये एक हायड्रोजनमध्ये एक व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन एक

अधिक ऑक्सिजन अणूमध्ये व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन सहा आहे म्हणजे चार सहा अधिक

ch2o साठी बारा व्हॅलेन्स इलेक्ट्रॉन उपलब्ध आहेत केंद्रीय अणू कार्बन आहे आणि

उर्वरित अणूंची अशा प्रकारे मांडणी करा आता तीन सिंगल बॉन्ड तयार होतात तीन सिंगल

बॉन्ड म्हणजे तीन ते दोन सहा म्हणजे बारा उणे सहा समान सहा इलेक्ट्रॉन जे सहा इलेक्ट्रॉन

वितरित केले जावे अणूभोवती अशा प्रकारे प्रत्येक अणूमध्ये आठ इलेक्ट्रॉन असतात जे

तुम्ही इथे ठेवले तर सहा आहेत आणि आता इथे ठेवल्यास ऑक्सिजनच्या अणूमध्ये सहा इलेक्ट्रॉन जोडले जातात आणि तो

हा ऑक्सिजन अणू मिळवतो तर आठ इलेक्ट्रॉन होतात परंतु जर तुम्ही पाहिले तर

या कार्बन अणूभोवती इलेक्ट्रॉन्स आठ नाहीत ते फक्त सहा आहे दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन त्याचे

सहा मग तुम्हाला काय करावे लागेल ऑक्सिजन अणूपासून इलेक्ट्रॉनची एकमात्र जोडी

अह कार्बन अणूकडे घेऊन जा मग ते कार्बन अणूला असे देते म्हणून मुळात आम्ही

इलेक्ट्रॉनच्या एकाजोडीला बॉन्डिंग ओके बॉन्डिंग इलेक्ट्रॉनमध्ये रूपांतरित केले आता तुम्ही

कार्बन अणूभोवती इलेक्ट्रॉनची संख्या आठ आहे.

दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन

त्यामुळे आठ त्यामुळे

आठ इलेक्ट्रॉन ऑक्सिजन अणूभोवती दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन दोन इलेक्ट्रॉन आठ

म्हणून ऑक्टेटचे पालन केले जाते ऑक्टेट नियम पाळला जातो रेणू खूप स्थिर आहे अशा प्रकारे

पाने काढणे आवश्यक आहे रचना धन्यवाद