

ગુડ મોર્નિંગ ગઈકાલે અમે જોયું કે અમ પાંદડાના ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સ દોરતી વખતે પાંદડા ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સ કેવી રીતે દોરવા તે અમે કણોને ધ્યાનમાં લઈએ છીએ અમે ઇલેક્ટ્રોનને બિંદુઓ તરીકે ગણીએ છીએ તે કણો તરીકે અમે દરેક ઇલેક્ટ્રોન માટે એક ડોટ આપ્યો છે જો કે ઇલેક્ટ્રોન પણ ઇલેક્ટ્રોન પણ હોઈ શકે છે તે તરંગ પણ હોઈ શકે છે ક્વોન્ટમ મિકેનિક્સનો અભ્યાસ કરતા હોઈએ

તેથી અમે પાંદડા ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સ વિશે વધુ જોવા જઈ રહ્યા છીએ. એક ખ્યાલ છે રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સ શું છે રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સ શું છે જો તમે ઉદાહરણ તરીકે ઓઝોન O_3 લો તો તે O_2 નું એલોટ્રોપ છે જે O_3 સાથે હાજર છે. વાતાવરણમાં ખૂબ જ ઓછી માત્રામાં હાજર હોય છે પરંતુ તે વાતાવરણમાં વધારે હોય છે અને વધુ માત્રામાં તે આપણા માટે સારું કામ કરી રહ્યું હોય છે પરંતુ નીચલા વાતાવરણમાં તે આપણા માટે ખરાબ કાર્ય કરી રહ્યું છે તે સિવાય આપણે જોવા જઈએ છીએ કે તેની રચના શું છે. O_3 નું વાસ્તવિક માળખું જેથી તમે આ પરમાણુ માટે પાંદડા ડોટ સ્ટ્રક્ચર લખી શકો જેથી હંમેશની જેમ તમારે પહેલા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યા કેટલી છે તે શોધવું પડશે જેથી વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન બરાબર $t = 0$ દરેક ઓક્સિજન પરમાણુ માટે સંયોજક ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ત્રણ છે જે છ બરાબર છે

તેથી તે 18 બરાબર છે

તેથી 18 એ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી તમે પછીનું પગલું આગળનું પગલું એ છે કે કેન્દ્રીય અણુને પસંદ કરી રહ્યા છીએ

તેથી અહીં ફક્ત એક જ અણુનો પ્રકાર ત્યાં છે

તેથી કેન્દ્રીય પરમાણુ એ ઓક્સિજન જ હોવો જોઈએ

તેથી વાહ વાહ હુ પહેલા અણુને કેન્દ્રીય અણુની આસપાસ ગોઠવો અને પછી એક જ બોન્ડ દોરો પછી તે બે સિંગલ બોન્ડ દોરવાથી ચાર ઇલેક્ટ્રોનનો વપરાશ થાય છે

તેથી તમારે તે ચાર ઇલેક્ટ્રોન બાદબાકી કરવી પડશે કુલ સંયોજક ઇલેક્ટ્રોનમાંથી બાકીના 14 ઇલેક્ટ્રોન્સના બરાબર ચાર ઇલેક્ટ્રોન આ 14 ઇલેક્ટ્રોન આ ત્રણ અણુઓ વચ્ચે એવી રીતે વિતરિત કરવા જોઈએ કે દરેક પરમાણુ આઠ ઇલેક્ટ્રોન હોય તો ચાલો જોઈએ આ રીતે આ રીતે અને પછી આ રીતે આ રીતે અત્યાર સુધી આપણે ઉંચા ઇલેક્ટ્રોનનો વપરાશ કર્યો છે બાકીના બે ઇલેક્ટ્રોનને કેન્દ્રીય અણુમાં ઉમેરી શકાય છે કારણ કે થર્મલ અણુ આ બે ટર્મિનલ અણુ છે જે હવે પહેલાથી જ અસાઇન કરેલ છે ઠીક છે જેમ આપણે આઠ સમયે સોંપેલ છે $t = 0$ ઇલેક્ટ્રોન

તેથી બાકીના બે વધુ ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રીય અણુને આપી શકાય છે ઠીક છે હવે જુઓ અમ અમ કુલ સંયોજક ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જે બંધારણને આપવામાં આવી હતી અને

તેથી તે પહેલા ગણેલ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન સાથે મેળ ખાતી હોવી જોઈએ

તેથી અહીં છ ત્રણ એકલા છે જોડી કે છ ઇલેક્ટ્રોન ત્રણ એકલ જોડી છ ઇલેક્ટ્રોન એક એકલ જોડી એટલે કે 12 6 વત્તા 6 12 વત્તા 2 14 અને પછી બે બંધન ઇલેક્ટ્રોન

તેથી અમ 14 એટલે કે 16 આ 18 છે

તેથી કુલ સંખ્યા 18 છે બરાબર આવે છે

તેથી તેને વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આપવામાં આવે છે અને તે હવે પહેલા જે ગણાતી હતી તેની સાથે મેળ ખાય છે જો તમે તે અમને જોશો કે શું અમ બધા અણુઓએ અમ ઓક્ટેટ પ્રાપ્ત કર્યું છે કે નહીં તે માત્ર ટર્મિનલ અણુઓ જ આઠ છે એટલું જ નહીં. ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તે થર્મલ અણુની આસપાસ છે હવે જો તમે કેન્દ્રીય અણુને જુઓ તો તેમાં ફક્ત છ ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે અહીં બે છે અહીં બે છે

તેથી છ ઇલેક્ટ્રોન તો પછી તમે શું કરી શકો છો તે અમ પર પડેલા એકલા જોડીને કન્વર્ટ કરો અહીંને અણુ ટાવર ds કે કેન્દ્રીય પરમાણુ જેથી તમે આ રીતે ડ્રોઇંગ કરી શકો જેથી તમે o ડબલ બોન્ડ અથવા પછી સિંગલ બોન્ડ સિંગલ બોન્ડ લખી શકો

તેથી તમે um ત્યારથી આ ઓક્સિજન પરમાણુ તરફ ઇલેક્ટ્રોનની જોડી ખેંચવામાં આવી હતી તો તે માત્ર બાકી રહે છે ઇલેક્ટ્રોનની વધુ બે જોડી જે તમે આ રીતે દોરી શકો છો તે ઠીક છે અને પછી આ એકલ જોડીને અહીં જાળવી રાખો અને આ ત્રણ એકલા જોડીને જાળવી રાખો હવે જો તમે કેન્દ્રીય અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો તો તે આઠ છે કારણ કે બે બે બે આઠ હવે લગભગ આ એક આઠ આના વિશે આઠ છે

તેથી આ શ્રેષ્ઠ છે

તેથી આ એક વાસ્તવિક જીવંત માળખું છે

તેથી હવે રજાનું માળખું દોરવામાં આવ્યું છે આ પાંદડા છે જેમ કે લીવ ઇઝ ડોટ સ્ટ્રક્ચર તમે તેને ડોટ સ્ટ્રક્ચર અથવા લીવ સ્ટ્રક્ચર કહી શકો છો હવે જે રીતે મેં અમ કર્યું તે જ રીતે ડાબી બાજુએ પડેલા અણુમાંથી ઇલેક્ટ્રોનની એક એકલી જોડી ખેંચી છે, તમે જમણી બાજુના પરમાણુ માટે પણ તે જ રીતે કરી શકો છો જેથી તમે ઇલેક્ટ્રોનની આ એકલી જોડીને પણ ખેંચી શકો અને કન્વર્ટ કરી શકો. તેને કરવું $ub1e$ બોન્ડ પછી તમે આ પ્રકારનું સ્ટ્રક્ચર ah દોરી શકો છો જે o o છે અને પછી ડબલ બોન્ડ o બે એકલ જોડી બે એકલ જોડી અને પછી અહીં તે ત્રણ છે કારણ કે તમે ફક્ત આ એક ખેંચ્યું છે અને આ બે એક જ રહે છે અને સાત છે હવે તમે દરેક ઓક્સિજન અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જોઈ શકો છો તે અહીં આઠ છે અહીં આઠ છે ફરીથી તે આઠ છે

તેથી હવે જો તમે તેને જુઓ તો આ બે બંધારણો કે જે સંરચિત છે ઉદાહરણ તરીકે આ માળખું છે a આ બંધારણ છે b બંને બંધારણો સમાન છે કારણ કે તે સાચા લીવ સ્ટ્રક્ચર્સ છે જો કે પ્રશ્ન એ છે કે o_3 માટે વાસ્તવિક માળખું શું છે જે સંબોધવા માટેનો પ્રશ્ન છે

તેથી આ બે રચનાઓ ફક્ત ઇલેક્ટ્રોનની ફાળવણીમાં અલગ પડે છે જેનો અર્થ છે કે તમે જમણી બાજુએ માટે વધુ ઇલેક્ટ્રોન આપો છો એક સ્ટ્રક્ચર માટે તમે વધુ ઇલેક્ટ્રોન અધિકારો આપો છો તે જમણી બાજુએ છે પછી તે મુજબ બોન્ડ પેટર્ન બદલાશે

તેથી આ બે રચનાઓ ફક્ત ઇલેક્ટ્રોનની ફાળવણીમાં અલગ પડે છે તે એક ઇલેક્ટ્રોન હોઈ શકે છે અથવા બે ઇલેક્ટ્રોન પરંતુ તેઓ તે મુજબ અલગ પડે છે જ્યારે ઇલેક્ટ્રોનની ફાળવણી બદલાશે ત્યારે બોન્ડની પેટર્ન બદલાશે પરંતુ તે લેવી સ્ટ્રક્ચર છે

તેથી આ બે વિભાગ હવે હું આને રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સ કહીશ ઠીક છે આ બે સ્ટ્રક્ચર્સ યોગ્ય લીવ સ્ટ્રક્ચર છે પરંતુ વાસ્તવિક માળખું નથી આ એક તેથી આ

તેથી આ બે બંધારણોને રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સ કહેવામાં આવે છે જે આ પ્રકારના ડબલ પોઇન્ટ્સ એરો ડબલ પોઇન્ટ્સ એરો અથવા ડબલ હેડ્ડેડ એરો દ્વારા રજૂ કરી શકાય છે તમે તેને કહી શકો છો કે

તેથી આ બે માળખા સમાન છે અને જે ફક્ત ફાળવણીમાં અલગ પડે છે. ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેથી દર્શાવવામાં આવે છે જે આ પ્રકારના તીર દ્વારા એકબીજા સાથે જોડાયેલા હોય છે જેને ડબલ હેડ્ડેડ ડબલ હેડ્ડેડ અથવા ડબલ પોઇન્ટ્સ એરો કહેવામાં આવે છે તો હવે પ્રશ્ન એ છે કે હું બરાબર છું જે વાસ્તવિક માળખું છે કે શું આ તેના માટે યોગ્ય માળખું છે? o_3 અથવા આ સાચું માળખું છે વાસ્તવમાં તેમાંથી કોઈ પણ સાચું માળખું નથી જે આશ્ચર્યજનક છે તો પછી આપણી પાસે વાસ્તવિક માળખું શું છે? તે પ્રશ્ન પૂછવા માટે વાસ્તવિક માળખું અમ આ બે વિભાગોનું મિશ્રિત માળખું છે વાસ્તવમાં a અને b તમને રેઝોનન્સ હાઇબ્રિડ સ્ટ્રક્ચર આપવા માટે મિશ્ર કરવામાં આવે છે,

તેથી મિશ્રિત માળખું આ રીતે લખી શકાય છે હવે તમે જોઈ શકો છો કે મિશ્રિત બંધારણ બરાબર છે um એ ડોટેડ લાઇન રજૂ કરે છે

તેથી ત્રણ ઓક્સિજન અણુ એક જ બોન્ડ અને પછી તમારી પાસે ડોટેડ લાઇન છે જેમાં ડોટેડ લાઇન સૂચવે છે કે આંશિક બોન્ડ

તેથી બરાબર આંશિક બોન્ડ

તેથી આ રચનાને રેઝોનન્સ હાઇબ્રિડ સ્ટ્રક્ચર કહેવામાં આવે છે આ રચનાને આ બે આ બે પણ કહી શકાય. સ્ટ્રક્ચર્સ જે વાસ્તવમાં a અને b છે તેને કેનોનિકલ સ્ટ્રક્ચર્સ પણ કહી શકાય તેનો અર્થ એ છે કે આ એવા છે જે આ આવા આહ સ્ટ્રક્ચર્સ છે જે કાલ્પનિક બંધારણો છે ઠીક છે, તેથી આપણે વાસ્તવિક માળખું સમજવા માટે એક રચનાની કલ્પના કરીએ છીએ

તેથી તે બંધારણ નથી. અસ્તિત્વમાં છે

તેથી તે ધ્યાનમાં રાખવું અગત્યનું છે કે કોઈ પણ માળખું વાસ્તવિકતામાં ક્યારેય અસ્તિત્વમાં નહોતું કોઈપણ સમયે સમુદ્રમાં કાં તો આ માળખું હોય છે અથવા આ માળખું તેની એસી હોય છે . વાસ્તવિક માળખું તેનું વાસ્તવિક માળખું આ બે બંધારણોનું પ્રતિધ્વનિ સંકર છે આ બે બંધારણોનું મિશ્રિત માળખું છે કારણ કે

તેથી અહીં ખ્યાલ રેઝોનન્સ અથવા પ્રામાણિક માળખું છે કારણ કે જો તમે એક સ્તર દોરો તો તે માળખું છે તે વાસ્તવિક બંધારણને યોગ્ય રીતે કહી શકતું નથી. o_3 ની વાસ્તવિક ગ્રાઉન્ડ સ્ટેટ ઈલેક્ટ્રોનિક બાજુની વાસ્તવિક ઈલેક્ટ્રોનિક સ્થિતિની પરંતુ જો તમે આ બે બંધારણોને જોડો તો તમે એક અમ હાઇબ્રિડ સ્ટ્રક્ચર મેળવી શકો છો જેને ઓકે કહેવામાં આવે છે જે ઉહ કહે છે જે તેમના વિશે વધુ સારી સમજૂતી આપે છે um આકસ્મિક રીતે અવલોકન કરાયેલ બોન્ડ વિશે અંતર જો તમે આ માળખા દ્વારા જશો તો તમે જોશો કે ઠીક છે જો તમે આ માળખા દ્વારા જશો તો ત્યાં એક ડબલ બોન્ડ હોવું આવશ્યક છે અને અહીં એક જ બોન્ડ છે બરાબર

તેથી એક બોન્ડના અંતરની તુલનામાં ડબલ બોન્ડનું અંતર ઓછું છે

તેથી આકસ્મિક જે જોવા મળ્યું છે. જો તમે વાસ્તવિક લાક્ષણિક વોલ્વો બોન્ડ અંતર 148 પિકોમીટર ટિપિકલ ઓવર ડબલ બરાબર ગણો છો e બોન્ડનું અંતર 121 પિકોમીટર જેટલું છે હવે o_3 માં વાસ્તવિક ઉત્કૃષ્ટ અવલોકન કરેલ ઓવરબાઉન્ડ અંતર 128 પિકોમીટર છે જે આ બે મૂલ્યો વચ્ચે આવેલું છે

તેથી તેનો અર્થ એ છે કે તે સિંગલ બોન્ડ નથી તે ડબલ બોન્ડ નથી આ તે વચ્ચે છે તો ઠીક છે બોન્ડ ઓર્ડર એ બોન્ડ ઓર્ડર છે જેનો ખ્યાલ આપણે પછીથી જોઈશું

તેથી બોન્ડ ઓર્ડર દોઢ છે

તેથી તમે અહીં જોઈ શકો છો કે તે બોન્ડ ઓર્ડર 1.5 છે બોન્ડ ઓર્ડર 1.5 છે

તેથી જ તેનું અંતર 128 પિકોમીટર છે તે સિંગલ બોન્ડ કે ડબલ બોન્ડ નથી હવે બીજી એક વાત એ છે કે મેં o_3 માટે જે દોર્યું છે તે લીનિયર સ્ટ્રક્ચર છે ઠીક છે આ બે સ્ટ્રક્ચર જ્યાં સુધી લેવિસ ડોટ સ્ટ્રક્ચરની વાત છે ત્યાં સુધી સાચા છે પરંતુ o શ્રીનું વાસ્તવિક માળખું રેખીય નથી તે છે. વાંકા વાસ્તવમાં તે એક વળાંક છે o જેમ કે તેનું માળખું હવે તે જેવું છે

તેથી વાસ્તવિક માળખું તમે પાંદડા દોરવાથી પરમાણુની વાસ્તવિક ભૂમિતિ મેળવી શકતા નથી તે માળખું તે ફક્ત તે જ આપે છે કે એકલી જોડી ક્યાં સ્થિત છે તે લિક શું છે તે કેવી રીતે છે અને તમે જે પેટર્ન મેળવી શકો છો તે શું છે પરંતુ તમે તે પરમાણુની ભૂમિતિ શું છે તે મેળવી શકતા નથી ઉદાહરણ તરીકે જો તમે આહ માટે બીજું ઉદાહરણ લો તો 4 માઈનસનું b છે તમે વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાની ગણતરી કરી શકો છો અને પછી તમે પાંદડાના બિંદુઓ કરી શકો છો માળખું અને તે આ રીતે બહાર આવશે અને પછી તમારે એકંદર ચાર્જ મૂકવો પડશે આનો અર્થ એ છે કે પ્રજાતિઓનો એકંદર ચાર્જ હવે તમે જોઈ શકો છો કે મેં અહીં જ દોર્યું છે તે આ ટેટ્રાક્લોરોબોરેટનું પ્લેનર પરમાણુ વાસ્તવિક માળખું છે તે ટેટ્રાહેડ્રલ છે તે પ્લેનર સર્કિટ છે.

તેથી વાસ્તવમાં આ વાસ્તવમાં એક ટેટ્રાહેડ્રલ ભૂમિતિ છે

તેથી તમને રજાનું માળખું ગમતું નથી તે વાસ્તવિક માળખું શું છે તે જણાવતું નથી તે અણુઓ કેવી રીતે જોડાયેલા છે તે વિશે માહિતી આપે છે કે એકલા જોડીઓ ક્યાં છે અને અથવા બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો એક બોન્ડિંગ પેટર્ન છે જે તમે કરી શકો છો

તેથી રેઝોનન્ટ સ્ટ્રક્ચર્સ મેળવો આપણે વધુ ઉદાહરણો સાથે અમ પણ જોઈ શકીએ છીએ ઉદાહરણ તરીકે no_3 ઓછા no_3 માઈનસ માટે અમુક લેવિસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર શું છે હંમેશની જેમ તમે વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન n વત્તા ત્રણની સંખ્યાની ગણતરી કરી શકો છો . us 1 માઈનસ 1 માટે તમારે 1 ઈલેક્ટ્રોન ઉમેરવું પડશે જેથી જ્યારે પણ કોઈ પ્રજાતિ પર પોઝિટિવ ચાર્જ હોય ત્યારે એક ઈલેક્ટ્રોન ઓછું ઠીક છે એટલે કે જ્યારે પણ નકારાત્મક ચાર્જ હોય ત્યારે એક ઈલેક્ટ્રોન વધુ હોય છે તે ધ્યાનમાં રાખવું જોઈએ. વાસ્તવિક સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનમાં ઉમેરવામાં આવે

તેથી no_3 ઓછા બરાબર માઈનસ એટલે એક ઈલેક્ટ્રોન જે કુલ વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન કાઉન્ટમાં ઉમેરવાનો છે

તેથી હંમેશની જેમ નાઇટ્રોજનનું વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન 5 વત્તા 3 અને ઓક્સિજનના વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન 6 છે વત્તા 1 ઠીક છે,

તેથી તે આવે છે જે ચોક્કસ છે 21

તેથી હા 18 19

તેથી 24 ઈલેક્ટ્રોન

તેથી 24 વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન બહાર આવ્યા કે જે આ નાઇટ્રોજન પરમાણુ નંબર 3 માઈનસની આસપાસ ગોઠવી શકાય છે, તો પછી તમે સામાન્ય નૂઓ જેવું એક માળખું દોરી શકો છો જેથી ત્યાં છ હોય ત્રણ સિંગલ બોન્ડ લખવા માટે ઈલેક્ટ્રોનનો વપરાશ થાય છે

તેથી છ ઓછા છ તે એટલા અઢાર વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન આપે છે કે વેઈટીંગ ઈલેક્ટ્રોનને ટર્મિનલ અમ અણુની આસપાસ વિતરિત કરી શકાય છે તો તમે જોશો કે હવે છ છ છ અઢાર છે

તેથી આહ ઈલેક્ટ રોન્સ સમાપ્ત થઈ ગયા છે અને પછી તમારે તમને એકંદર ચાર્જ આપવો પડશે હવે એકંદર ચાર્જ અમ જો તમે કેન્દ્રીય અણુ જે નાઇટ્રોજન પરમાણુ છે તે જોશો કે તે ઓક્સેટ પ્રાપ્ત કર્યું નથી તો તમારે શું કરવાનું છે તમારે એકલા જોડીને એકમાં રૂપાંતરિત કરવું પડશે ડબલ બોન્ડ તેથી તમે આ એકલી જોડીને અહીં ખેંચો અને પછી જુઓ અહીં નાઇટ્રોજન ઓ ઓકે ડબલ બોન્ડ અહીં ઓકે,

તેથી એક એકલી જોડીને ખેંચ્યા પછી તેમાં માત્ર બે એકલ જોડી બાકી રહી છે અહીં કંઈ થયું નથી જેમ કે અહીં ફરીથી પછી તમારે એકંદર મૂકવું પડશે ચાર્જ માઈનસ એ જ રીતે તમે લખી શકો છો ઠીક છે તમે આ એકલી જોડીને પણ ખેંચી શકો છો અને તમે બીજી રચના લખી શકો છો જેમ કે એકંદર ચાર્જ નકારાત્મક છે તે જ રીતે તમે ઈલેક્ટ્રોનના નાઇટ્રોજન અણુ ઓક્સેટ આપવા માટે આ એકલા જોડીને પણ ખેંચી શકો છો અને પછી એકંદર ચાર્જ નકારાત્મક છે તો હવે તમે જોઈ શકો છો કે ઓકે ત્યાં ત્રણ સ્ટ્રક્ચર્સ છે જે no_3 માઈનસ માટે બરાબર લખી શકાય છે એટલે કે આ ત્રણ સ્ટ્રક્ચર્સને રેઝોનન્ટ સ્ટ્રક્ચર્સ કહેવામાં આવે છે જેને ડબલ પોઈન્ટેડ એરો દ્વારા દર્શાવી શકાય છે ત્યાં અમુક સ્ટ્રક્ચર છે જે રેઝોન છે. ance હાઇબ્રિડ સ્ટ્રક્ચર આ એક છે જે ડોટેડ લાઇન તરીકે બતાવવામાં આવે છે અને એકંદર ચાર્જ નકારાત્મક છે

તેથી તમે જોઈ શકો છો કે ડબલ બોન્ડ અહીં અથવા અહીં અથવા અહીં હોઈ શકે છે અથવા જો તમે આને લો છો તો ઠીક ડબલ બોન્ડ અહીં હોઈ શકે છે. અહીં હોઈ શકે છે તેનો અર્થ એ છે કે ત્રણેય બંધારણો સમાન છે અને તેઓ no_3 માઈનસની વાસ્તવિક ગ્રાઉન્ડ સ્ટેટ ઈલેક્ટ્રોનિક સ્થિતિમાં યોગદાન આપી રહ્યા છે

તેથી જ આ રચનાઓ રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર અથવા કેનોનિકલ સ્ટ્રક્ચર અથવા કાલ્પનિક માળખું છે તમે એમ કહી શકો છો કારણ કે અમે સ્ટ્રક્ચરને સમજવા માટે ડિઝાઇન કર્યું છે. વાસ્તવિક માળખું

તેથી જ તે કાલ્પનિક માળખું છે પરંતુ તમારે ધ્યાનમાં રાખવું પડશે કે તે કોઈ પણ સમયે કોઈ ત્રણ ઓછા માટે અસ્તિત્વમાં નથી પરંતુ તેનો ઉપયોગ તે હેતુ માટે વાસ્તવિક ઈલેક્ટ્રોનિક માળખું સમજવા માટે થાય છે જો તમે ક્વોન્ટમ મિકેનિક્સ માટે જાઓ છો પછીથી જોઈ શકાય છે કે no_3 ઓછાનું વાસ્તવિક માળખું છે um એ આ રચનાનું સંયોજન છે આ રચનાનું આ તરંગ કાર્ય આ બંધારણનું વેવ ફંક્શન અને વેવ ફંક્શન આ સ્ટ્રક્ચરનું અને પછી

તમને અમ નેટ વેવ ફક્શન મળશે અને તેની ઉર્જા ફાળો આપતા સ્ટ્રક્ચર્સની તુલનામાં ઓછી હશે તેથી આ સ્ટ્રક્ચર્સને ફાળો આપતી સ્ટ્રક્ચર તરીકે પણ ઓળખવામાં આવે છે કે તેઓ કેટલું યોગદાન આપે છે જે વાસ્તવિક અમ સ્ટ્રક્ચર પર આધાર રાખે છે તે જરૂરી નથી કે તમામ રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સનું યોગદાન સમાનરૂપે હોવું જોઈએ કેટલાક વધુ યોગદાન આપી રહ્યા છે કેટલાક ઓછા યોગદાન આપી શકે છે પરંતુ તેઓ વાસ્તવિક માળખામાં અમુક અંશે યોગદાન આપી રહ્યા છે તેથી તેના આધારે કોઈ પણ ક્વોન્ટમ મિકેનિક્સમાંથી શોધી શકે છે તેથી આ બધી વાસ્તવિક રચનામાં ફાળો આપતી રચના છે જે વાસ્તવિક ઇલેક્ટ્રોનિક ગ્રાઉન્ડ સ્ટેટ સ્ટ્રક્ચરને સમજવા માટે હવે ઉપયોગમાં લેવાય છે પરિણામે તમે મિશ્રિત બંધારણમાં બોન્ડનું અંતર અથવા સરેરાશ જુઓ છો તે બોન્ડ સેન્સર એવરેજ છે તે ડબલ બોન્ડ નથી અથવા તે એક બોન્ડી નથી જે આપણે પહેલા જોયું તેની વચ્ચે છે. એ જ રીતે બીજી મહત્વની વાત એ છે કે જો તમે આ પરમાણુ અથવા આમાંથી કોઈ એક લેશો તો ઠીક છે હવે તમારે ઔપચારિક ચાર્જ આપવો પડશે હવે અમે છીએ ઔપચારિક શુલ્ક અસાઇન કરવા જઈ રહ્યા છીએ, ઔપચારિક શુલ્ક કેવી રીતે અસાઇન કરવું તે ઔપચારિક ચાર્જ f c સમાન વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ઓછા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ઓછા બોન્ડિંગ જોડીમાં ઇલેક્ટ્રોનની બાદબાકી બે વડે વિભાજિત કરવામાં આવે છે જે ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ છે તેથી તમે પહેલા અહીં લો કે શું છે અણુનું વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન શું છે તે શોધી ધારો કે તમે અમને અણુ માટેનો ચાર્જ ઔપચારિક ચાર્જ શું છે તે સોંપવા માંગો છો તો તમારે પહેલા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન લેવા જોઈએ અમે બધા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન વિશે ચિત્રિત છીએ કારણ કે તે ઇલેક્ટ્રોન પ્રતિક્રિયાઓમાં સામેલ છે. તે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનનું પુનર્ગઠન પ્રતિક્રિયાઓ માટે જવાબદાર છે તેથી તેની પ્રતિક્રિયાશીલતા આવી રહી છે અમે વધુ ઠીક છીએ મોટાભાગે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન વિશે અમે ચિત્રિત છીએ અમે આંતરિક કોર ઇલેક્ટ્રોન વિશે ચિત્રિત નથી જે અખંડ છે જે અંદર પડેલા છે તે સામેલ નથી પરંતુ અમે સંયોજકતા વિશે ચિત્રિત છીએ ઇલેક્ટ્રોન કારણ કે જે ઠીક છે જે નવા બોન્ડ અથવા બોન્ડના ક્લીવેજ બનાવવા માટે જવાબદાર છે જેથી તમે તમારા પર સારી રીતે પસંદ કરો રોમ કે જે તમે એકલા જોડીમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બાદ કરો છો અથવા તેને અનશર કરેલ જોડીઓ કહેવામાં આવે છે ઠીક છે ધારો કે તમારી એકલ જોડી ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બે નથી એક ઠીક છે, તેથી જ અનશર કરેલ જોડીમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બોન્ડિંગ પાસમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બાદ કરો. ઠીક છે ત્યાં એક બોન્ડિંગ જોડી છે જેનો અર્થ છે કે દરેક બોન્ડમાં બે ઇલેક્ટ્રોન હોય છે જેથી તમારે બે ઇલેક્ટ્રોનને બે વડે વિભાજિત કરવા જોઈએ ધારો કે બોન્ડની સંખ્યા બે છે તો ઔપચારિક ચાર્જની ગણતરી કરવા માટે ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા એક બરાબર છે બોન્ડની સંખ્યા ત્રણ છે પછી ત્રણમાં બે બરાબર છ છ ભાગ્યા બે ત્રણ આપે છે તેથી તે મૂલ્ય અહીં હશે આ મૂલ્ય ત્રણ જેવું હશે જેથી જ્યારે તમે વાસ્તવિક સ્ટ્રક્ચર જોશો ત્યારે તે ખૂબ જ સ્પષ્ટ થઈ જશે ઔપચારિક શુલ્ક માટેની વાસ્તવિક ગણતરી હવે આ ઔપચારિક ચાર્જની ગણતરીનો પ્રકાર ફક્ત ત્યારે જ લાગુ પડે છે જો બોન્ડ શુદ્ધ સહસંયોજક બોન્ડ હોય ઠીક સહસંયોજક બોન્ડ એટલે કે ઇલેક્ટ્રોનનો હિસ્સો એ ઇલેક્ટ્રોનની જોડી છે જે બે અણુઓ વચ્ચે વહેંચાયેલ છે અને તે સમાન રીતે ઢિ છે. વિતરિત ઓક્ટે અને અસાઇન કરેલ લોન જોડીઓ ફક્ત તે ચોક્કસ અણુ પર સ્થિત છે બરાબર છે તેથી ઔપચારિક શુલ્કની ગણતરી કરવા માટે આ શરતો હોવી જોઈએ તેથી હવે ચાલો આપણે થોડા ઉદાહરણો જોઈએ કે જો તમે એમોનિયા એમોનિયમ કેશન લો તો ઔપચારિક શુલ્ક કેવી રીતે કરવું તે જેમ કે હવે હાઇડ્રોજન પાસે બે છે. આ હાઇડ્રોજન અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન b ગેસ માત્ર બે ઇલેક્ટ્રોન છે એટલે કે હાઇડ્રોજન બે ઇલેક્ટ્રોનથી સંતુષ્ટ છે કારણ કે તેની પાસે માત્ર બે ઇલેક્ટ્રોન સમાવવાની ક્ષમતા છે તેથી નાઇટ્રોજનની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે એક બે ત્રણ ચાર તો ચારમાં બે આઠ ઇલેક્ટ્રોન હવે સાચા છે ચાર્જ શું છે તેથી એકંદર ચાર્જ એમોનિયમ કેશન વત્તા છે તેથી ચાર્જ ક્યાં છે પછી ભલે તે હાઇડ્રોજન અણુ હોય અથવા નાઇટ્રોજન પરમાણુ હોય જેની ગણતરી આપણે કરી શકીએ જો આપણે નાઇટ્રોજન માટે ઔપચારિક ચાર્જની ગણતરી કરીએ તો કેવી રીતે આવો આપણે શોધી શકીએ કે નાઇટ્રોજન માટે ઠીક છે તો પછી નાઇટ્રોજન માટે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અમુક ફી માઇનસ છે અને શેર ન કરેલા પાથમાં ઇલેક્ટ્રોનની આ બાદબાકી સંખ્યા છે. s ના આ નાઇટ્રોજન અણુ પર ઇલેક્ટ્રોનની કોઈ એકલ જોડી ઇલેક્ટ્રોન અથવા શેર ન કરેલ ઇલેક્ટ્રોનની જોડી નથી તેથી તે અહીં શૂન્ય છે બંધન જોડીમાં ઇલેક્ટ્રોનની આ બાદબાકી સંખ્યા બે વડે વિભાજિત થાય છે તેથી નાઇટ્રોજનની આસપાસ ચાર બોન્ડ છે ઠીક છે તેથી ચાર બંધન જોડી છે તો ચાર બોન્ડિંગ જોડી એટલે ચારમાં બે આઠ આઠ ભાગ્યા બે બરાબર ચાર બરાબર જે વત્તા એક તરીકે બહાર આવે છે અને તેથી જ નાઇટ્રોજન પરનો ચાર્જ વત્તા વન છે, હું આશા રાખું છું કે આ પ્રકારની ગણતરી કેવી રીતે કરવી તે સ્પષ્ટ છે જ્યારે તમે કાર્બનિક પ્રતિક્રિયાઓ માટે મિકેનિક્સ લખો ત્યારે ઔપચારિક શુલ્કની ગણતરી કરવી ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ છે, અન્યથા તમે ખોટા સાથે સમાપ્ત થશો, અમ એ વિચારમાં હોઈ શકે છે કે ખોટા ન્યુક્લિયોફાઇલ ઇલેક્ટ્રોફાઇલ પર હુમલો કરે છે તેના બદલે ન્યુક્લિયર આ અણુને ન્યુક્લિયોફાઇલ કહેવાને બદલે તમે કહેશો કે ઇલેક્ટ્રોફાઇલ તરીકે તે મૂંઝવણ થશે જો તમે ઔપચારિક શુલ્ક સાથે વાસ્તવિક રજા માળખું લખ્યું નથી, તેથી ચાલો આપણે ત્યાં no3 માઇનસ માટે જોઈએ ત્યાં અમને એકંદર ચાર્જ માઇનસ જણાયો છે પરંતુ જો તમે કોઈપણ એક જુઓ તેમને છોડો એ ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સ છે ઉદાહરણ તરીકે અહીં અહીં હવે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં ત્રણ એકલા જોડી છે આના પર આ એકંદર ચાર્જ માઇનસ છે કેવી રીતે એકંદર ચાર્જ માઇનસ એક છે જે આપણે શોધી શકીએ છીએ તેથી એકંદર ઔપચારિક ચાર્જ m સરવાળો છે તમે દરેક અણુ પર કેટલાક ઔપચારિક ચાર્જ જુઓ છો તેથી જો તમે દરેક અણુ માટે અમ ઔપચારિક ચાર્જની ગણતરી કરો છો, તો તમે જોશો કે હવે નાઇટ્રોજન માટે તે જાતિઓ માટે ઔપચારિક ચાર્જ એકંદર ઔપચારિક ચાર્જ શું છે જો તમે ગણતરી કરો છો કે નાઇટ્રોજન એ વેલેન્સ સિસ્ટમ છે ફી માઇનસ સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોનના નાઇટ્રોજન પરમાણુ નંબર પર એકલા જોડીમાં કોઈ એકલ જોડી નથી એટલે કે તમે શૂન્ય આપી શકો તો બંધન ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અહીં ચાર બોન્ડ છે એક બે ત્રણ ચાર ઠીક છે તેથી ચાર બોન્ડ કે જે આઠ બાય ચાર બરાબર છે તે ચાર છે માફ કરશો અહીં તે માઇનસ ઓક્ટે હોવું જોઈએ કારણ કે ઓછા ઓછા તેથી વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ઓછા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અનશર્ડ ઇલેક્ટ્રોન્સમાં ઇલેક્ટ્રોન ઓછા બોન્ડિંગની સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોન ને બે વડે ભાગ્યા એટલે ચાર બોન્ડ છે એટલે કે આઠ ઇલેક્ટ્રોન ને ચાર વડે ભાગ્યા બે બરાબર ચાર જેથી તે આપે પ્લસ વન નો ચાર્જ માફ કરશો વત્તા એક જે સાચો છે તેથી તે વત્તા એક નો ચાર્જ છે ઠીક છે હવે ચાલો આપણે તેની ગણતરી કરીએ ઓક્સિજન પરમાણુ માટે આ એક વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છ બરાબર છે માઇનસ એકલ જોડીમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાની એકલ જોડી ત્રણ એકલ જોડી છે તેથી એક બે ત્રણ ચાર પાંચ છ છ પછી બંધનમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બે વડે ભાગ્યા માત્ર એક જ બોન્ડ આ બંને વચ્ચે છે આ બે અણુઓની બે પરીક્ષા કરો જેથી બે બરાબર બરાબર એક બરાબર બાદબાકી એક એટલે કે આ છ છ બરાબર માઇનસ એક બરાબર બરાબર એ જ રીતે જો તમે આ ઓક્સિજન અણુની ગણતરી કરો તો તે ઇલેક્ટ્રોન એક બે ત્રણની છ માઇનસ લોન જોડી છે બોન્ડિંગ ઇલેક્ટ્રોનની ચાર ચાર બાદબાકી સંખ્યા આ બે બોન્ડ છે ચાર ઇલેક્ટ્રોન બાય બે બે બરાબર હવે તે શૂન્ય બરાબર છે જો તમે ગણતરી કરો તો આ અણુ સમાન છે જેથી તમે તરત જ માઇનસ 1 સોંપી શકો. હવે તમે જોઈ શકો છો કે અહીં કેટલાક છે ઓછા તેથી અહીં z છે ઇરો ઔપચારિક ચાર્જ અહીં કેટલાક ઓછા 1 છે અહીં માઇનસ 1 છે ઠીક છે તમે તેમને માઇનસ 1 વત્તા ઓછા 1 ઉમેરો ઠીક છે અને પછી વત્તા 0 અહીં વત્તા 1 ઠીક છે બાદબાકી 1 ઓછા 1 0 પછી વત્તા 1 જેથી તમે તે માઇનસ 1 વત્તા 1 જોઈ શકો તો તમે માત્ર માઇનસ 1 સાથે

સમાપ્ત થાય છે

તેથી જ આપણે માઈનસ 1 સ્પષ્ટ કરી રહ્યા છીએ

તેથી આપણે જોયું કે ઔપચારિક ચાર્જ શું છે હવે ચાલો આપણે બીજું ઉદાહરણ જોઈએ અને જે થોડું મુશ્કેલ છે તે n2o વિશે શું તમે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન 2 ને n પ્લસમાં ગણતરી કરી શકો છો 0 તે 2 માં 5 વત્તા 6 બરાબર છે

તેથી 10 વત્તા 6 16 વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનમાંથી 2 હવે તમે અહીં કેન્દ્રિય અણુ શોધી શકો છો કે જે ઓછામાં ઓછા ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે તે વધુ બંધન ક્ષમતાવાળા અણુ છે બંધન ક્ષમતા એ અજોડ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાની હાજરીનો ઉલ્લેખ કરે છે ઠીક છે બોન્ડિંગ ક્ષમતા છે

તેથી નાઇટ્રોજન એ કેન્દ્રિય અણુ છે કારણ કે ત્યાં બે નાઇટ્રોજન અણુઓમાંથી કોઈપણ હોય તો તમે નાઇટ્રોજન નાઇટ્રોજન વણાટ લખી શકો છો તેથી કેન્દ્રિય અણુ સાથે જોડવા અથવા તેને જોડવા માટે એક જ બોન્ડ હોવું આવશ્યક છે જેથી ચાર ઇલેક્ટ્રોન ઓછા ચાર સમાન થઈ જાય બાર વેલેન્સ એલે ctron કે ટોટલ બેલેન્સ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન તમે આ અમ થર્મલ અણુ ટર્મિનલ અણુઓની આસપાસ અસાઇન કરી શકો છો અહીં અને અહીં અહીં અહીં ઠીક છે તો હવે આની આસપાસના વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો ઠીક છે

તેથી 6 વત્તા 6 12 વત્તા 12 ઠીક છે 12 14 16 તે છે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન તેની સાથે મેળ ખાય તે પહેલા તેની ગણતરી કરવામાં આવે છે પરંતુ જો તમે આ નાઇટ્રોજન અણુની આસપાસના ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જુઓ તો તમને તે જ રીતે આ ઓક્સિજન પરમાણુની આસપાસ આઠ છે

તેથી તે ઠીક છે પરંતુ જો તમે આ નાઇટ્રોજનની આસપાસના ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જુઓ તો તે છે. માત્ર ચાર એટલે કે અહીં બે છે 12 તો માત્ર 4 ઇલેક્ટ્રોન છે જે પાળતા નથી જે હવે ઉપર છે તે પાન ઓક્ટેટના નિયમનું પાલન નથી કરી રહ્યા

તેથી તમારે શું કરવું છે તમારે આ એકલી જોડીને અહીં ખેંચવી પડશે અને પછી તમે રેસ્ટોર્સ લખી શકો છો બીજી રચનાની જેમ અને પછી જુઓ કે તે અમ છે કે શું તેમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે કે કેમ તે હવે તમે અહીં જુઓ છો અને આ નાઇટ્રોજનમાં કોઈ સમસ્યા નથી અત્યારે આમાં કોઈ સમસ્યા નથી કારણ કે આ નાઇટ્રોજનની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે. n અણુ માત્ર છ ઇલેક્ટ્રોન છે કારણ કે બે વત્તા બે વત્તા બે છ ઇલેક્ટ્રોન એટલે કે તેને અડીને આવેલા અણુમાંથી કોઈક રીતે વધુ બે ઇલેક્ટ્રોન જોઈએ છે જેથી તે ખુશ થઈ જાય

તેથી તમારે શું કરવાનું છે તમે લઈ જાઓ તમે આ એકલા જોડીને ખેંચો આ એક અને પછી તમારી પાસે આના જેવું હોઈ શકે છે હવે તમે જોઈ શકો છો કે આ ઓક્સિજન અણુની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન આ નાઇટ્રોજન પરમાણુની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન આ નાઇટ્રોજન પરમાણુની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી આ વાસ્તવિક આ વાસ્તવિક રજા માળખું છે જ્યારે કેન્દ્રિય અણુ ઓક્ટેટ પ્રાપ્ત થાય છે પછી પાંદડા લખવાનું ડાર્ટ સક્શન સમાપ્ત થઈ ગયું છે હવે તમે જોઈ શકો છો કે આ માળખું હવે તમે બીજી રીતે પણ આ જ રચના લખી શકો છો, ચાલો આપણે આ એક લખીએ અને અહીં આ રીતે હવે તમે ઇલેક્ટ્રોનને પણ આ તરફ ખેંચી શકો છો. આ ઓક્સિજન પરમાણુ તરફ જેથી તમે ઇલેક્ટ્રોનને અહીં ખેંચો ઠીક છે અને પછી આ અહીં પછી તમે આ બંધારણને આના જેવું લખી શકો છો જે હું આને રેઝોનન્ટ સ્ટ્રક્ચર તરીકે બોલાવીશ ઠીક છે એક લોન પી લીધા પછી આ નાઇટ્રોજન અણુમાંથી હવા આના પર માત્ર એક જ જોડી હોય છે અને પછી તે ટ્રિપલ બોન્ડ બને છે પછી હાઈડ્રોજન પછી તે સિંગલ બોન્ડ બને છે કારણ કે આ એકલ જોડી બદલાઈ ગઈ છે માફ કરશો આ બંધન ઇલેક્ટ્રોન જોડી એકલા જોડીમાં બદલાઈ ગઈ છે જેમ કે હવે હજુ પણ જો તમે દરેક અણુ દ્વારા વહેંચાયેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાનું માળખું જુઓ તો અહીં આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે બે બે બે બે આઠ જો તમે આ નાઇટ્રોજન અણુને જુઓ તો અહીં ત્રણ બોન્ડ ત્રણ બોન્ડ છે એક બોન્ડ તો આઠ અહીં ત્રણ એકલ જોડી એક બોન્ડિંગ પેર

તેથી આઠ

તેથી આ સ્ટ્રક્ચર પણ યોગ્ય સ્ટ્રક્ચર છે યોગ્ય રીતે ડોટ સ્ટ્રક્ચર તમે એકલા જોડી ઇલેક્ટ્રોનને વિરુદ્ધ દિશામાં પણ ખેંચી શકો છો તમે તેને અહીં ખેંચી શકો છો ઠીક છે અને પછી આ બોન્ડિંગ જોડીને એકલા જોડીમાં રૂપાંતરિત કરો પછી તમે જોઈ શકો છો કે બીજી રચના આ રીતે પણ તમે નાઇટ્રોજન અમ ત્રણ એકલા જોડી લખી શકો છો ઠીક છે તે સિંગલ બોન્ડ બને છે અને પછી નાઇટ્રોજન અને પછી તે ટ્રિપલ બોન્ડ બને છે ઠીક છે અને પછી તમારી પાસે એકલી જોડી બાકી છે

તેથી આ સ્ટ્રક્ચરમાંથી e અમે જે કર્યું તે આ ઓક્સિજનમાંથી એકલ જોડીને દૂર કરવામાં આવે છે પછી તે ટ્રિપલ બોન્ડ બને છે બરાબર અને પછી આ બંધન જોડીને એકલા જોડીમાં બદલવામાં આવે છે પછી તે એક બંધન બની જાય છે અને તમે રચના જોઈ શકો છો કે તમે હવે લખી શકો છો. જોઈ શકે છે કે આ માળખું પણ તે બંધારણ સાથે યોગ્ય રીતે છે પરંતુ તે બધાને રેઝોનન્ટ સ્ટ્રક્ચર અથવા પ્રમાણભૂત માળખું અથવા કાલ્પનિક માળખું કહેવામાં આવે છે જે n2o ની વાસ્તવિક ઇલેક્ટ્રોનિક ગ્રાઉન્ડ સ્ટેટમાં ફાળો આપે છે જે સૌથી વધુ ફાળો આપતું માળખું છે તે કેવી રીતે શોધવું તે પણ શોધી શકે છે. ઔપચારિક ચાર્જના આધારે ઇલેક્ટ્રોનિક ગ્રાઉન્ડ સ્ટેટ સ્ટ્રક્ચરમાં સૌથી વધુ યોગદાન આપતું માળખું વાસ્તવિક ઠીક છે જેથી તમે એ પણ શોધી શકો છો કે કઈ રીતે ઠીક કરવું હવે પ્રશ્ન એ છે કે કયું માળખું શ્રેષ્ઠ છે અથવા કયા બંધારણમાં યોગદાન આપી રહ્યું છે. વાસ્તવિક સ્ટ્રક્ચર માટે વધુ કે જેના આધારે નક્કી કરી શકાય છે તેમજ ઔપચારિક શુલ્કના આધારે ઠીક છે ચાલો જોઈએ કે પછી વાસ્તવિક માળખું શું છે તે શોધવા માટે પછી તમે ચોક્કસ નિયમોનું પાલન કરવું ઠીક છે, બેઝ સ્ટ્રક્ચર પસંદ કરવા માટે સ્ટ્રક્ચર પસંદ કરવા માટે બેઝ સ્ટ્રક્ચર પસંદ કરવા માટે તમારે નીચેના પગલાંઓનું પાલન કરવું પડશે, શૂન્યના ઔપચારિક ચાર્જ સાથેનું માળખું પ્રાધાન્યક્ષમ છે, શૂન્યના ઔપચારિક ચાર્જ સાથે બંધારણને ઔપચારિક ચાર્જ કરવાનું પસંદ કરે છે. જો તમારી વચ્ચે જો ત્યાં બે કરતાં વધુ અમુક એક કરતાં વધુ સ્ટ્રક્ચર્સ હોય તો તમારે એવું સ્ટ્રક્ચર પસંદ કરવું પડશે કે જેની સાથે કોઈ ચાર્જ ન હોય એટલે કે ચાર્જ શૂન્યની બરાબર હોવી જોઈએ

તેથી ત્યાં કોઈ ચાર્જ વત્તા એક ઓછા એક ન હોવા જોઈએ. અન્ય કોઈપણ અણુ પર કોઈ ચાર્જ ન હોવો જોઈએ કે જે સ્ટ્રક્ચર્સ પ્રિફર્ડ સ્ટ્રક્ચર છે તેથી તે અમારી પ્રથમ શરત છે બીજી તમે પસંદ કરો

તેથી જો અમ શૂન્ય ચાર્જ વહન કરવા જેવું કોઈ ન હોય તો તમારે બીજી રચના માટે જવું પડશે જે શૂન્યની સૌથી નજીક અથવા નજીકના ચાર્જને વહન કરવું કે જે હું પછીથી સમજાવીશ ઠીક છે જો આ શૂન્ય ઔપચારિક ચાર્જ સાથેનું કોઈ માળખું ન હોય તો તમારે સ્ટ્રક્ચર માટે જવું પડશે ઔપચારિક શુલ્ક સાથે ure તેનું મૂલ્ય 0 ની બરાબર અથવા 0 ની સૌથી નજીક છે જે પસંદગીનું માળખું હશે બીજી શરત એ છે કે નકારાત્મક ચાર્જ અણુ પર હોવો જોઈએ અથવા અણુઓ વધુ અથવા સૌથી વધુ ઇલેક્ટ્રો નકારાત્મક તત્વના અણુ પર હોવા જોઈએ તે પસંદ કરો જેથી તે હશે વાસ્તવિક રચનામાં યોગદાન આપતી શ્રેષ્ઠ રચના પર તેમને પસંદ કરવા માટેની આગલી શરત હવે જો તમે આ ત્રણ અણુઓને જોશો તો તમારે આ બધા માટેનો ઔપચારિક ચાર્જ શોધવાનો છે જ્યારે તમે તે બધા માટે ઔપચારિક ચાર્જ કરશો ત્યારે તમને મળશે. કે તે માઈનસ 2 છે અહીં તમે ગણતરી કરી શકો છો કે હું હમણાં જ લખી રહ્યો છું કે મેં પહેલેથી જ વત્તા 1 થી ઔપચારિક શુલ્ક વસુલ કર્યા છે આ વત્તા 1 છે હવે આના ચાર્જ પર એક વત્તા છે તે માઈનસ 1 છે આ વત્તા 1 છે 0 છે અને અહીં તમારી પાસે 0 છે અને પછી અહીં તમારી પાસે અમ ઓકે વત્તા 1 છે અહીં તમારી પાસે બાદબાકી 1 સાચો છે તેથી આ એક બાદબાકી 2 છે કારણ કે એકલા જોડી ઉપરાંત આ નાઇટ્રોજન અણુ પર વધુ બે ઇલેક્ટ્રોન છે કારણ કે આપણું નાઇટ્રોજન સંતુલન ત્રણ છે ઠીક છે

તેથી અલગ fr ઓમ બે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ત્યાં પડેલા છે તેમાં વધુ બે ઇલેક્ટ્રોન છે તેથી તે બે ઓછા છે જો તમે આ નાઇટ્રોજનને જોશો તો નાઇટ્રોજન પરમાણુ પર પડેલા ઇલેક્ટ્રોનની એક માત્ર જોડી હોવી જોઈએ તો તે શૂન્ય થઈ જાય છે પરંતુ એકલ જોડી અહીં બંધાયેલ છે

તેથી તે છે એક વત્તા એક ઠીક છે તો જો તમે આને જુઓ તો ઠીક છે, આ ઓક્સિજન અથવા અણુ પર ઓક્સિજન પરમાણુ પર દરેક પર બે એકલા

જોડી હોવા જોઈએ પરંતુ ત્યાં માત્ર એક જ જોડી છે અને બીજી એકલ જોડીનો ઉપયોગ બોન્ડ બનાવવા માટે થાય છે જેથી તેનો અર્થ વત્તા એક અહીં તે સાચું છે હવે જો તમે આ માઈનસ વન સાથે એ જ રીતે જુઓ કારણ કે આ નાઈટ્રોજન અણુ દ્વારા એક એક ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત થાય છે તે વત્તા એક છે અને પછી આ સાચું છે કારણ કે ત્યાં બે એકલા જોડી છે અને આ ઓક્સિજન અણુ શૂન્ય છે ઠીક છે હવે જો તમે આ જુઓ તો નાઈટ્રોજન અણુ પર એક એકલ જોડી છે

તેથી ત્રણ સંતુલન ત્રણ છે

તેથી તે સાચો શૂન્ય છે પરંતુ જો તમે આ જુઓ તો એકલ જોડીનો ઉપયોગ બોન્ડ બનાવવા માટે થાય છે

તેથી વત્તા એક પણ જો તમે જુઓ કે આ ઓક્સિજન અણુ એક વધુ એકલ જોડી વહન કરે છે

તેથી તે છે આ ત્રણ સ્ટ્રક્ચરમાં માઈનસ એક જે હવે સાચું છે જે વાસ્તવિક માળખું છે જ્યારે તમે NO_3 માઈનસ માટે રેઝોનન્સ સ્ટ્રક્ચર્સની સરખામણી કરો છો ત્યારે અહીં આ ત્રણેય સ્ટ્રક્ચર્સ સમાન રીતે ફાળો આપે છે અને તે સમાન છે ત્રણેય સ્ટ્રક્ચર્સ બરાબર છે અને આ સમાન તર્કસંગત માળખાંની જેમ માટે ના થી માઈનસ સમાન નથી તે ત્રણ અલગ અલગ બંધારણો છે પરંતુ વાસ્તવિક યોગદાન અમે આમાં છીએ કે કઈ રચના વધુ ફાળો આપી રહી છે તે તમે ઔપચારિક શુલ્કને અનુસરીને નક્કી કરી શકો છો પછી તમારે ઔમ ઔપચારિક ચાર્જ સાથે માળખું જોવું પડશે શૂન્ય છે પરંતુ તમે શૂન્યના ઔપચારિક ચાર્જ સાથે કોઈ માળખું શોધી શકતા નથી કારણ કે અહીં એક ચાર્જ છે એક વત્તા એક ઓછા એક છે અહીં એક વત્તા એક ઓછા એક છે અહીં પણ ઓછા બે વત્તા એક છે

તેથી આ બધી રચનાઓ કેટલાક ચાર્જ ધરાવે છે

તેથી અમે નક્કી કરી શકતા નથી તેના આધારે તમે અમ ઓકે નિયમ થોડો હળવો કરો

તેથી ઔપચારિક શુલ્ક શૂન્યની સૌથી નજીક હવે શૂન્યની નજીક છે. જો તમે જોશો કે ઔપચારિક ચાર્જ માઈનસ બે છે પણ અહીં માઈનસ વન વત્તા એક અહીં માઈનસ વન વત્તા એક એટલે જે આની સરખામણીમાં શૂન્યની નજીક છે

તેથી આ બે સ્ટ્રક્ચર આપણે આ બે સ્ટ્રક્ચરમાંથી પસંદ કરી શકીએ છીએ, આ બે બાજુઓમાંથી ઠીક છે. ઉદાહરણ તરીકે, આ બે બંધારણોમાંથી આ એક આ માળખું છે જે સૌથી વધુ યોગદાન આપતું માળખું છે જે તમે બીજા નિયમના આધારે um નક્કી કરી શકતા નથી કે નકારાત્મક ચાર્જ અણુ પર રહેલો હોવો જોઈએ જે વધુ ઈલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે

તેથી જો તમે અહીં જુઓ આ ઓક્સિજન પરમાણુ પરનો ચાર્જ નાઈટ્રોજન ઓક્સિજન ઓક્સિજન વચ્ચેનો ચાર્જ નાઈટ્રોજન કરતાં વધુ ઈલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે

તેથી આ ઓક્સિજન પરમાણુ પરનો ઔપચારિક ચાર્જ શૂન્ય છે જો તમે આ બંધારણમાં આવો તો ઔપચારિક ચાર્જ માઈનસ એક છે

તેથી નકારાત્મક ચાર્જ ઈલેક્ટ્રોનેગેટિવ ઓક્સિજન પરમાણુ પર રહેલો છે

તેથી આ રચના અમુક સૌથી વધુ પસંદગીનું માળખું છે

તેથી માળખું b એ સૌથી વધુ પસંદગીનું માળખું છે હવે હકીકતમાં તે પ્રાયોગિક રીતે જોવા મળે છે કે જો તમે જુઓ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ ઓકે ના, જો તમે n અને અણુ વચ્ચેના બોન્ડ ડિસ્ટન્સ બોન્ડની લંબાઈ જુઓ તો ડબલ બોન્ડ અને સિંગલ બોન્ડ વચ્ચે આવેલું છે તેવી જ રીતે જો તમે બોન્ડ ડિસ્ટન્સ અથવા n અને o વચ્ચેના બોન્ડની લંબાઈ જુઓ તો તે સિંગલ બોન્ડ સિંગલ બોન્ડ અને ડબલ બોન્ડ વચ્ચે આવેલું છે. બોન્ડ જેથી તે હકીકતો છે જે લુઈસ ડોટ સ્ટ્રક્ચરના આધારે આપણે જે અપેક્ષા રાખીએ છીએ તેની સાથે અત્યંત મેળ ખાય છે હવે ચાલો આપણે થોડા વધુ ઉદાહરણો જોઈએ જો તમે PF_6 અને પછી SF_6 જેવા પરમાણુ લો તો તમે આ માટે લેવિસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર દોરી શકો છો. જેમ કે આ p ફાઈવ બોન્ડ જેમ કે બરાબર મેં હમણાં જ અંદાજે સ્ટ્રક્ચર દોર્યું છે તેની વાસ્તવિક ભૂમિતિ ત્રિકોણીય બાયપાયરામીડલ છે જે મેં અહીં નથી લખી કારણ કે તમે હવે લુઈસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર દોરી શકો છો અને પછી તમે જોશો કે તમે અહીં એકલી જોડી અહીં આ રીતે મૂકી શકો છો અને આ તમે ગણતરી પણ કરી શકો છો ફોસ્ફરસ અણુ તેમાંથી અમ પાંચમા જૂથના તત્વો આઠ છે

તેથી વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પાંચ બરાબર છે વત્તા અમ ઓકે ફી એ અમ સાત છે કારણ કે ફ્લોરિન અણુ માટે વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન સાત છે o તે અમ અમ 35 વત્તા પાંચ બરાબર ચાલીસ વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન બરાબર છે તો હવે 540 ઈલેક્ટ્રોનનું વેલેન્સ તમે આ અમ ઈલેક્ટ્રોનને ગણીને શોધી શકો છો અહીંથી પાંચ બોન્ડિંગ ઈલેક્ટ્રોન છે

તેથી બે બરાબર દસ ઈલેક્ટ્રોન પર ત્રણ એકલા જોડી છે. દરેક ફ્લોરિન પરમાણુ

તેથી 3 થી 2 માં 5 છે

તેથી ફી બરાબર 30 છે

તેથી કુલ 40 વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન છે

તેથી કુલ તેની સાથે મેળ ખાય છે હવે તમે અહીં ટર્મિનલ અણુઓ જુઓ છો જે ફ્લોરિન પરમાણુ છે તે સમયે દરેક ફ્લોરિન અણુ ઓક્ટેટ ઓક્ટેટ પ્રાપ્ત કરે છે ઈલેક્ટ્રોનનું પરંતુ જો તમે વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જુઓ કે જે તમે અમ ટર્મિનલ ફોરિન એટમ બાય પાસ પ્રેસ અણુ સાથે શેર કર્યું છે તે દસ છે તે જુઓ કે બે બે ટુ બે

તેથી તેમાં દસ વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન છે

તેથી તે ઓક્ટોટોપ ઈલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ છે તેનો અર્થ છે ફોસ્ફરસને આ પરમાણુમાં ઓક્ટેટ કરતાં વધુ ઈલેક્ટ્રોનની જરૂર હોય છે

તેથી આ સંયોજનોને હાઇપરવેલેન્ટ સંયોજનો કહેવામાં આવે છે બીજું ઉદાહરણ છે કે આ એક ત્યાં પણ છે, જો તમે સંયોજકતાની સંખ્યા જુઓ તો તમે અત્યારે સમાન બંધારણ અશ્વવિષયક લખી શકો છો. પડોશી ફ્લોરિન અણુ સાથે સલ્ફર દ્વારા વહેંચાયેલ ઈલેક્ટ્રોન 12 છે

તેથી સલ્ફરમાં 12 વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન છે

તેથી તે ઓક્ટેટ નિયમ કરતાં વધી જાય છે

તેથી આ બે સંયોજનોને હાઇપરવેલેન્ટ સંયોજન કહેવામાં આવે છે કારણ કે જો વેલેન્સ ઉચ્ચ સાબિતી હોય તો તે એક અતિસંયોજક સંયોજન છે

તેથી તે સંતુલન વાસ્તવમાં પાંચમું જૂથ તત્વો ઠીક છે તે અમ પાંદડાના ડોટ સ્ટ્રક્ચર અથવા ઓક્ટેટ નિયમનું પાલન કરવું જોઈએ પરંતુ ઓક્ટેટ નિયમનું પાલન કરવામાં આવતું નથી અહીં સલ્ફર અણુની આસપાસના વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન પર વેલેન્સની સંખ્યા છે આ પાસ વત્તા સંયોજન માટે સ્ટોલ છે તે પાંચ બરાબર છે તે એક છે દસ

તેથી સંતુલિત ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ઓક્ટા બે કરતાં વધી જાય છે

તેથી આ સંયોજનોને હાઇપરવેલેન્ટ સંયોજન કહેવામાં આવે છે અને તેની સાથે ગેરસમજ ન થવી જોઈએ

તેથી આ પરમાણુ માટે બે ઓછા માટે તમે એક માળખું લખી શકો છો આ રીતે તમે એક માળખું લખી શકો છો તમે રચના લખી શકો છો આ માઈનસ આ માઈનસ આ શૂન્ય છે ઠીક છે આ પર ઔપચારિક ચાર્જ શૂન્ય છે અહીં તે છે જો તમે અહીં સ્ટ્રક્ચર દોરો તો તે હવે શૂન્ય છે જો તમે આસપાસ

ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો આ સલ્ફર અણુ ઠીક છે

તેથી એક બે ત્રણ ચાર પાંચ છ છમાં બે બાર બાર વેલેન્સ ઈલેક્ટ્રોન છે પણ તે અમ ઓકે હાઇપરવેલેન્ટ સંયોજન નથી ઠીક છે

તેથી તે વિસ્તૃત અમ ઓક્ટેટ નિયમ છે ઠીક છે તેનો ઓક્ટેટ અમ નિયમ વિસ્તાર્યો છે

તેથી ઠીક કરવા માટે આ રચના એવી રીતે દોરવામાં આવી છે કે જો તમે બીજો પરમાણુ દોરો જેથી ઉચ્ચ ઔપચારિક ચાર્જ ટાળવા માટે તમે આ માળખું

દોરશો
તેથી આ માળખું તમે અહીંથી દોરી શકો છો હવે ઔપચારિક ચાર્જ અને આ આલ્ફા અણુ 2 વત્તા છે આ માઈનસ ઠીક છે અને આ માઈનસ છે આ
માઈનસ આ માઈનસ છે
તેથી એકંદર ચાર્જ ઠીક છે 2 વત્તા આ એકંદર ચાર્જ એકંદર ચાર્જ બે વત્તા છે
તેથી આ સલ્ફર અણુ પર તે ઓક્ટેટ નિયમનું પાલન કરે છે ઠીક છે કારણ કે આ આલ્ફા અણુની આસપાસ ચાર આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે પરંતુ તે લાંબા બે
વત્તા ચાર્જ વહન કરે છે તે ટાળવા માટે આ પ્રકારની રચના લખી શકો છો તેનો અર્થ એ નથી કે સલ્ફર ઓક્ટેટ નિયમનું પાલન કરતું નથી, આભાર

Prutor@iitk