

સુપ્રભાત દરેકને આજે આપણે

જોવા જઈ રહ્યા છીએ કે કેમિકલ બોન્ડ શું છે રાસાયણિક બોન્ડ એ આણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણનો સંદર્ભ આપે છે તે રસાયણશાસ્ત્રનો ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ સિદ્ધાંત છે તેથી પરમાણુની કોઈપણ મિલકતને સમજાવવા માટે બોન્ડિંગ વિશે સમજવું ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ છે.

ઉદાહરણ તરીકે લો કાર્બન ડાયોક્સાઇડ કાર્બન ડાયોક્સાઇડ એ ગ્રીનહાઉસ વાયુઓ પૈકીનો એક ગ્રીનહાઉસ ગેસ છે જે વાતાવરણમાં હાજર હોય છે તે પૃથ્વીની સપાટી પરથી ગરમીને બહાર જવા દેતો નથી પરિણામે પૃથ્વીની સપાટી પરનું તાપમાન વધે છે.

પરંતુ જો તમે ધ્યાનમાં લો કે વાતાવરણમાં માત્ર

કાર્બન ડાયોક્સાઇડ જ હાજર નથી ત્યાં અન્ય વાયુઓ છે જેમ કે નાઇટ્રોજન અને o2

મોટી માત્રામાં હાજર છે પરંતુ તેમને ગ્રીનહાઉસ વાયુઓ તરીકે ઓળખાતા નથી પરંતુ જો તમે વાતાવરણમાં હાજર કાર્બન ડાયોક્સાઇડની માત્રા જુઓ તો માત્ર 0.

04 ટકા પરંતુ

તે ગ્લોબલ વોર્મિંગમાં ફાળો આપે છે તેનું કારણ શું છે તે

વર્તમાન બોન્ડિંગની પ્રકૃતિ સાથે જોડાયેલું છે કાર્બન ડાયોક્સાઇડમાં આ એક કાર્બન ડાયોક્સાઇડ માળખું છે

ઠીક છે તે એક રેખીય પરમાણુ છે અને ઠીક છે અને કેન્દ્રિય આણુ એ કાર્બન છે

જોડાયેલ છે અને બે ઓક્સિજન અણુઓથી ઘેરાયેલો છે તો તે તેના રાસાયણિક બંધનને કારણે છે

ઠીક છે તે ગ્લોબલ વોર્મિંગમાં ફાળો આપે છે જેથી તમે જાણો કે ઉષ્મા ઊર્જા

ઇન્ફ્રારેડ વિકિરણો સાથે સંબંધિત છે

તેથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડમાં એવી રીતે બંધન પેટર્ન છે

કે તે ઇન્ફ્રારેડ પ્રદેશમાં પ્રકાશને શોષી લે છે જે ગરમીથી સંબંધિત છે જેનું કારણ છે કે

કાર્બન ડાયોક્સાઇડ ગ્લોબલ વોર્મિંગમાં ફાળો આપે છે

તેથી તમે આમાંથી કરી શકો છો પરંતુ જો તમે

n2 અથવા o2 માં બંધનની તે પ્રકૃતિને જુઓ તો તેઓ તેમાં યોગદાન આપતા નથી કારણ કે તે

તેમનામાં રહેલા બંધનની પ્રકૃતિને કારણે છે

તેથી તે સમજવું વધુ મહત્વપૂર્ણ

છે કે બંધનનું સ્વરૂપ શું છે દરેક પરમાણુમાં બોન્ડિંગને કેવી રીતે સમજવું

જેથી જો તમે તત્વો જુઓ તો તત્વો એક પરમાણુ બનાવવા માટે ભેગા થાય છે પરમાણુઓ

તત્વોની સરખામણીમાં ઓછી ઊર્જા હોય છે જેથી બોન્ડ ફોર્મ પછી પરમાણુની ઊર્જા

તત્વોની સરખામણીમાં ઓછી હોય છે શા માટે પરમાણુઓ વચ્ચેના બંધનને સમજાવવા માટે બંધનને સમજવા માટે આ બાબતો

આપણે ધ્યાનમાં રાખવાની જરૂર

છે

અને ચાલો આપણે ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક પોટેન્શિયલ ઊર્જા મોડલ કહેવાતા મોડલમાંથી કહેવાતા મોડલને ધ્યાનમાં લઈએ.

ઠીક છે ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક પોટેન્શિયલ એનર્જી

મોડલ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક પોટેન્શિયલ એનર્જી મોડલ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક પોટેન્શિયલ એનર્જી મોડલ

તેથી અમ આ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક

સંભવિત એનર્જી કન્સેપ્ટનો ઉપયોગ કરીને કોઈ આણુઓ વચ્ચેના બોન્ડિંગને સમજાવી શકે છે

તેથી આ

કન્સેપ્ટ હેઠળ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક એનર્જી એ પ્રમાણ દ્વારા આપવામાં આવેલી સમસ્યાને ચાર્જ કરવા માટે સીધી

પ્રમાણસર છે.

ચાર્જ q1 અને q2 અને પછી

ચાર્જ વચ્ચેના અંતરના વિપરિત પ્રમાણસર જેથી ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક ઊર્જા

ફરી એકવાર તેમના માટે સીધી રીતે પ્રમાણસર હોય છે.

તેમના ચાર્જનું ઉત્પાદન અને

તેમની વચ્ચેના અંતરના વિપરિત પ્રમાણમાં જેથી જો તમારી પાસે ઋણ નકારાત્મક ચિહ્નનો ચાર્જ હોય

અને જો તમારી પાસે એક કણ છે અને તેનો ચાર્જ છે સકારાત્મક ઠીક છે જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે

કારણ કે એક કણ સકારાત્મક હોય છે બીજો કણ નકારાત્મક હોય છે તેઓ એકબીજા તરફ આકર્ષાય છે જ્યારે

તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે ત્યારે ઊર્જા ઘટી રહી છે.

કણ સકારાત્મક

છે અમ ધન ઋણનું ઉત્પાદન ઋણ છે.

તેથી ઊર્જા નકારાત્મક બને છે

જેમ જેમ તેઓ નજીક આવે છે ત્યારે ઊર્જા નકારાત્મક બની જાય છે જ્યારે તેઓ નજીક આવે છે ત્યારે ઊર્જા વધુ નકારાત્મક બનશે જ્યારે કણો વચ્ચેનું અંતર ઘટે છે

તેથી ઊર્જા આખરે ઘટે છે જ્યારે બે

વિપરિત ચાર્જવાળા કણો

જેમ જેમ કણોના કણો એકબીજાની નજીક આવે છે તેમ તેમ નકારાત્મક બની જાય છે

તેથી જો આપણી પાસે હા હોય ઉદાહરણ તરીકે આપણે

કહીએ કે વત્તા નજીક આવે છે um b વત્તા માફ કરશો b માઈનસ જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે ત્યારે

તેમની વચ્ચે ઊર્જાનું આકર્ષણ હોય છે જેમ જેમ આ કણો વચ્ચેનું અંતર ઘટતું જાય તેમ તેમ તે ઘટે છે

તેથી અને પછી તે લઘુત્તમ ઊર્જા સુધી પહોંચે છે

જ્યાં તેઓ સ્થિર હોય છે જ્યાં તેઓ i જ્યાં તે મહત્તમ લઘુત્તમ ઊર્જા પ્રાપ્ત

કરે છે જે આના જેવા આકૃતિ દ્વારા દર્શાવી શકાય છે આ સંભવિત ઊર્જા સંભવિત છે

ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક સંભવિત ઊર્જા પ્રતિ કિલો જોલ્સમાં અને આ છે

કણો વચ્ચેના મધ્યવર્તી કેન્દ્ર વચ્ચેનું અંતર હવે જો તમે કહો કે આ એક ઊર્જા છે શૂન્ય શૂન્ય છે અને પછી કણો એક સમયે દૂર છે તેથી

અહીં બે કણો છે એક કણ છે જે તેનો ચાર્જ ધન છે અને અહીં b છે

કણ તેનો ચાર્જ નકારાત્મક છે અને તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે અને ઠીક છે

તેથી સિસ્ટમની ઊર્જા

ઘટે છે જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે ત્યારે ઊર્જા ઘટે છે જે

આ રેખાકૃતિ દ્વારા દર્શાવી શકાય છે કારણ કે તે તેના જેવું છે

તેથી તેઓ એકબીજાની વધુ નજીક અને નજીક આવે છે

ઊર્જા ઘટે છે

તેથી જ હું ડાયાગ્રામ મૂકી રહ્યો છું ઉપર ઊર્જા શૂન્ય

છે અને નીચે સકારાત્મક છે ઋણ છે

તેથી તે પછી તે ઊર્જા નકારાત્મક બને છે

ઓછામાં ઓછો દુખાવો થાય છે અને તે પછી તે વધે છે

તેથી ઠીક પહેલા મેં સમજાવ્યું હતું કે તે

ચાર્જનું ઉત્પાદન છે સંતુલન ઊર્જા ચાર્જના ઉત્પાદનના સીધા પ્રમાણસર છે

અને અંતરના વિપરિત પ્રમાણસર છે જેથી કણો એકબીજા સાથે સિસ્ટમની ઊર્જાની નજીક આવે છે

ઘટે છે અને અહીં ન્યૂનતમ પહોંચે છે.

ઠીક છે તે પછી ઊર્જા ફરી વધે

છે એનું કારણ શું છે જો તમે કોઈ કણો બરાબર લો અથવા આયનો લો તેમાં ઇલેક્ટ્રોન

અને ન્યુક્લિયસ હોય તો તેઓ એકબીજા સાથે કેટલો સંપર્ક કરી શકે છે આટલું કે આટલું ઘણું નહીં તેઓ

ચોક્કસ અંતરથી આગળ એકબીજાની નજીક પહોંચી શકતા નથી.

ઠીક છે, તો શું થશે જો તેઓ ખૂબ

નજીકની હવામાં પહોંચે છે ત્યાં કણો વચ્ચે વિક્ષેપ હોય છે કારણ કે દરેક કણમાં ઇલેક્ટ્રોન હોય છે તેમજ

પ્રોટોન હોય છે જે એક કણ પર હાજર ઇલેક્ટ્રોન અન્ય કણ પર હાજર ઇલેક્ટ્રોનને ભગાડે છે

એ જ રીતે એક કણ પરનો પ્રોટોન લહેરિયાં છે.

ઠીક છે બીજા કણનો પ્રોટોન તેથી

પરિણામે ત્યાં એઆર છે બરાબર ચાર્જીસની વચ્ચેનું ઉત્સર્જન જે ઊર્જામાં વધારો તરફ દોરી જશે

તે કારણ છે જેથી આ એક ચોક્કસ અંતર છે ઠીક ઊર્જા ન્યૂનતમ ઠીક છે

તમે જાણો છો કે આ આ અંતર પર ઊર્જા છે ઠીક છે અને આ તે અંતર છે જેના પર આ છે

ઊર્જા બરાબર આ તે અંતર છે કે જેના પર આ ઊર્જા છે

તેથી આ બિંદુએ આ

બિંદુએ પ્રતિકૂળ અને આકર્ષક દળો સંતુલિત છે.

ઠીક છે જો તમે આ અથવા તેનાથી ઓછા અંતરથી આગળ વધો છો

તો દળો સંતુલિત નથી.

તો તે બિંદુ છે આકર્ષક

અને પ્રતિકૂળ દળો સંતુલનમાં છે.

ઠીક છે અને ઊર્જા ન્યૂનતમ છે જેથી

અંતર બરાબર છે ઉદાહરણ તરીકે દરેક અણુની લાક્ષણિકતા છે

તેથી આ ખ્યાલ આ મોડેલનો

ઉપયોગ આયનીય બોન્ડને સમજાવવા માટે થઈ શકે છે જેમ મેં કહ્યું હતું કે તમે એક કણ લો છો a pla a પ્લસ અને b

માઈનસ ઠીક છે કારણ કે તેઓ વિપરીત રીતે ચાર્જ કરેલા કણો તેઓ એકબીજાની નજીક

આવે છે કારણ કે તેઓ એકબીજા તરફ આકર્ષાય છે અને પછી તેઓ એક આયનીય બોન્ડ

બનાવે છે જે તેઓ બનાવે છે ઠીક છે તેઓ આયનીય બોન્ડ આયનીય બોન્ડ બનાવે છે જેથી તમે સમજાવી શકો કે કણ ઓકે આ પ્રકારના ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક સંભવિત ઊર્જા મોડલ દ્વારા આયનીય બોન્ડની રચના ઠીક છે બે તટસ્થ અણુઓ વચ્ચેના બંધન વિશે શું કહે છે ઉદાહરણ તરીકે ઉમ હાઇડ્રોજન અણુ હાઇડ્રોજન એક ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન અણુ કહો એક હાઇડ્રોજન અણુ b ઠીક છે અને પછી તેઓ હાઇડ્રોજન પરમાણુ બનાવે છે એક હાઇડ્રોજન પરમાણુ રચાય છે તમે કેવી રીતે સમજાવો છો કે બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચેનું બંધન જે તટસ્થ છે આ મોડેલ દ્વારા તમે બે તટસ્થ હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચેના બંધનને પણ સમજાવી શકો છો

કે કેવી રીતે દરેક અણુમાં નકારાત્મક રીતે યાજ્ઞ થયેલ

ઇલેક્ટ્રોન તેમજ હકારાત્મક રીતે યાજ્ઞ થયેલ પ્રોટોન હોય છે જેથી અણુઓ એકબીજા પર હુમલો કરે તે શક્ય છે ઠીક છે

તેથી તે જ રીતે કોઈ બે હાઇડ્રોજન અણુ વચ્ચેના બંધનને સમજાવી શકે છે ઉદાહરણ તરીકે

અહીં બે હાઇડ્રોજન અણુ a અને a દૂર છે આ સિવાય તેઓ સારી રીતે વિભાજિત છે અને બે કણો વચ્ચે કોઈ આકર્ષણ નથી , પરિણામે ઊર્જા f વચ્ચે સંભવિત ઊર્જા અથવા તે સિસ્ટમ

શૂન્ય છે જેથી આ અંતર પર ઠીક છે

તેથી આ સંભવિત ઊર્જા શૂન્ય છે

તેથી ઊર્જા શૂન્ય છે

પરંતુ જેમ જેમ બે તટસ્થ હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચેનું અંતર ઘટે છે તેમ ઊર્જા

આની જેમ ઘટે છે ઠીક છે,

તેથી આ ઊર્જાનું અંતર છે જે આ અંતર

છે એક અંતર આ રીતે ઊર્જા આ રીતે છે જેથી જ્યારે આ

બે કણો એકબીજાની નજીક આવે ત્યારે ઊર્જા ઘટે છે અને પછી વધુતમ બરાબર સુધી પહોંચે છે કે

તેમની વચ્ચેનું આ શ્રેષ્ઠ અંતર કે જેના પર વધુતમ ઊર્જા આ વધુતમ ઊર્જા છે તે

અંતર પછી કોઈપણ અંતર પછી મળે છે.

અંતરમાં કોઈપણ ઘટાડાને

વીધે ઊર્જામાં અમ વધારો થશે ઠીક છે કે જે થઈ રહ્યું છે જેથી બે હાઇડ્રોજન અણુઓ

ભેગા થઈને પરમાણુ બનાવે છે આ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક મોડલ દ્વારા પણ સમજાવી શકાય છે કે આ રાસાયણિક બંધનની સારવાર કરવાની ખૂબ જ સામાન્ય રીત છે જો કે ત્યાં ઘણી બધી ઠીક છે.

ખૂબ જ સારી સિદ્ધાંતો

ત્યાં અસ્તિત્વમાં છે તે આપણે પછીથી જોઈશું પરંતુ આ મોડેલ દ્વારા બંધનને જોઈ શકાય છે તેમજ

તે આપે છે રાસાયણિક બંધન વિશેના કેટલાક સામાન્ય વિચારો જેથી તમે અહીં જોઈ શકો કે આ અંતરે ઊર્જા ઘટી છે.

હવે બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેનું અંતર શું છે

જે એક હાઇડ્રોજન તરફ દોરી જાય છે અને

બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચેનું બોન્ડ જો અંતર છે તો આ સ્થાને તે aha અને hb

બરાબર છે

તેથી આ અંતર 74 પિકોમીટરને અનુરૂપ છે જેથી આના કરતા ઓછું અંતર ઉદાહરણ તરીકે 74 ની સરખામણીમાં

73 પિકોમીટર વધુ ઊર્જામાં હશે ઠીક છે.

તેથી તે

બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચેનું અંતર છે જેથી તે અંતરનો સંદર્ભ આપે જેથી કહેવાય બોન્ડ લંબાઈ ઠીક છે, અંતર 74

પિકોમીટર છે

તેથી 74 પિકોમીટર કહેવાય છે તેને બોન્ડ લંબાઈ કહેવામાં આવે છે અને તે અંતર પરની ઊર્જા એ ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક ઊર્જા છે

ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક સંભવિત ઊર્જા એ ઊર્જા છે માઈનસ 432 કિલો જ્યુલ્સ પ્રતિ મોલ જેથી ઊર્જા એટલી ઊર્જા છે

જ્યારે બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ ભેગા થાય છે ત્યારે હાઇડ્રોજન ગેસનો એક પરમાણુ બને છે, જેથી ઘણી

ઊર્જા શહેરી છોડવામાં આવે છે

તેથી તમે આ સમજૂતી પરથી જોઈ શકો છો કે હાઇડ્રોજન

પરમાણુની ઊર્જા તેના મૂળ સ્વરૂપ હાઇડ્રોજન અણુઓની તુલનામાં ઊર્જામાં ઓછી હોય છે

તેથી તે

કારણ છે કે બોન્ડેડ પરમાણુઓ એ અમ તત્વોની તુલનામાં ઓછી ઊર્જા હોય છે જેમાંથી

પરમાણુ બને છે જેમાંથી પરમાણુ બને છે.

તેથી આ છે ઊર્જા એટલે કે

તમે અહીં જોઈ શકો છો

તેથી આ એક અંતર છે જેના પર તે ઊર્જા છે હવે ધારો કે

જો તમે આ બે હાઇડ્રોજન પરમાણુને અલગ કરવા માંગો છો તો તમારે તેટલી ઊર્જા આપવી પડશે જે હાઇડ્રોજન પરમાણુને બે હાઇડ્રોજન પરમાણુને તોડવા માટે 432 કિલોજુલ પ્રતિ મોલ ઊર્જા આપવામાં આવશે જેથી તેનો અર્થ એ થાય કે 432 432 કિલોજુલ પ્રતિ મોલ ઊર્જા h^2 પરમાણુને ક્લીવ કરવા માટે ક્લીવને આપવામાં આવે તો તમારી પાસે એલિમેન્ટલ હાઇડ્રોજન પરમાણુ હશે.

તેથી તમે કહી શકો કે 432 કિલોજુલ પ્રતિ મોલ એ બે હાઇડ્રોજન અણુ વચ્ચેના બોન્ડની ઊર્જા છે તેથી તે 432 કિલો આઇસો કિલોજુલ પ્રતિ મોલ છે તે બોન્ડ એનર્જી બોન્ડ એનર્જી છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં h માં e બોન્ડ જે બોન્ડ એનર્જી છે

તેથી આમાંથી તે સ્પષ્ટ થાય છે કે બોન્ડ એનર્જી શું છે ઠીક છે બોન્ડની લંબાઈ શું છે તેથી તમારી પાસે એક હાઇડ્રોજન અણુ છે ઠીક છે તમારી પાસે બીજો હાઇડ્રોજન અણુ છે ઠીક છે ચાલો કહીએ કે આ હા છે ચાલો કહીએ આ h_b ઠીક છે આ ન્યુક્લિયસ છે આ ન્યુક્લિયસ ગોળાના બે કેન્દ્રો વચ્ચેનું અંતર બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ 74 પિકોમીટર બરાબર છે જેથી તે અંતર સહસંયોજક બોન્ડ તરીકે ઓળખાતા બોન્ડનો સંદર્ભ આપે છે આ બોન્ડને સહસંયોજક બોન્ડ કહેવામાં આવે છે જેથી તમે અહીં જોઈ શકો કે સહસંયોજક શું છે બોન્ડ

સહસંયોજક બોન્ડ બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચે રચાય છે જે એક પ્રકારનું બોન્ડ છે એક પ્રકારનું બોન્ડ રસાયણશાસ્ત્રમાં ઘણા પ્રકારના બોન્ડ છે બીજું એક આયનીય બોન્ડ સહસંયોજક બોન્ડ છે બીજું એક આયનીય બોન્ડ છે બીજું ધાતુ બોન્ડ છે ત્યાં અન્ય છે બોન્ડ્સ હાઇડ્રોજન બોન્ડિંગ ત્યાં

નબળા બળો છે આ ત્રણ મુખ્ય પ્રકારનાં બોન્ડ્સ છે કેમિસ્ટ્રીમાં જેનો ઉપયોગ કરીને કોઈ વ્યક્તિ સમજાવી શકે છે અથવા પરમાણુઓની મિલકતને સમજી શકે છે તો સહસંયોજક બોન્ડ સહસંયોજક બોન્ડ શું છે બે અણુઓ વચ્ચે અમ ઓકે દ્વારા રચાય છે.

ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં હવે અમ અમને સહસંયોજક બોન્ડ શું છે તે વિશે થોડો ખ્યાલ છે, આપણે સહસંયોજક બંધન વિશે વધુ પછીથી જોઈશું હવે ચાલો આપણે સંક્ષિપ્તમાં જોઈએ કે આયનીય બોન્ડ શું છે તે આયનીય બોન્ડ વચ્ચે રચાય છે બે આયનો જે સંભવિત ઊર્જા રેખાકૃતિ દ્વારા પણ સમજી શકાય છે અને ઠીક છે અને પછી જ્યારે તમે આયનીય બોન્ડને ધ્યાનમાં લો છો ત્યારે તે મૂળભૂત રીતે સામયિક કોષ્ટકની જમણી બાજુએ મેટલ અને નોન-મેટલ મેટલ્સ અને નોન-મેટલ્સ નોન-મેટલ્સ વચ્ચે બને છે ધાતુઓ મુખ્યત્વે ઇલેક્ટ્રોપોઝિટિવ

સામયિક કોષ્ટકની ડાબી બાજુએ ધાતુઓ જેથી જ્યારે તેઓ ભેગા થાય છે જેથી તેઓ આયનીય બોન્ડ સહસંયોજક બોન્ડ બનાવે છે તે મુખ્યત્વે બિન ધાતુઓ દ્વારા બને છે તેમજ ધાતુઓ અને બિન-ધાતુઓ વચ્ચે આયનીય બોન્ડ રચાય છે અન્ય એક બોન્ડને મેટાલિક બોન્ડ મેટાલિક બોન્ડ કહેવામાં આવે છે.

ધાતુ દ્વારા જ રચાય છે

તેથી જો તમે અમને ધ્યાનમાં લો કે મેટાલિક બોન્ડ શું છે જો

તમે ધાતુઓને માત્ર ઉદાહરણ તરીકે સોડિયમ મેટલ તરીકે ધ્યાનમાં લો તો હું સોડિયમ મેટલને એક તરીકે દોરું છું તેના

જેવું વર્તુળ અને પછી ત્યાં બીજી સોડિયમ ધાતુ છે અને પછી બીજી સોડિયમ ધાતુ બીજી સોડિયમ ધાતુ

બીજી સોડિયમ ધાતુ અને પછી બીજી સોડિયમ ધાતુ તે એક ન્યુક્લિયસ ધરાવે છે તે દરેક જગ્યાએ હોય છે

દરેક અણુ વર્તુળ દરેક અણુમાં ન્યુક્લિયસ હોય છે હવે અમ ત્યાં m આ ધાતુના અણુઓ છે

એકસાથે અસ્તિત્વમાં છે કારણ કે તેમની વચ્ચે અમુક બોન્ડિંગ છે અન્યથા તેઓ એકસાથે અસ્તિત્વમાં હોઈ શકતા નથી

તેમનામાં બંધનનું સ્વરૂપ શું છે કે બંધનની પ્રકૃતિને મેટાલિક

બોન્ડ મેટાલિક બોન્ડ્સ કહેવામાં આવે છે તેમાં શેરિંગનો પણ સમાવેશ થાય છે જે આપણે હમણાં જોયું તે સહસંયોજક બોન્ડ છે જેમાં

ઇલેક્ટ્રોન બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે વહેંચાયેલું છે જે ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ ખ્યાલ છે ઇલેક્ટ્રોનને

એક બોન્ડ બનાવવા માટે વહેંચવામાં આવે છે જેને સહસંયોજક બોન્ડ કહેવામાં આવે છે તે જ રીતે

ધાતુમાં ધાતુમાં બને છે બોન્ડની રચના તેમજ સહસંયોજક

બોન્ડમાં સહસંયોજક બોન્ડથી વિપરીત તમે જુઓ છો કે અમે એક જોડી જોઈ છે.

ઇલેક્ટ્રોન અણુઓની જોડી વચ્ચે

વહેંચાયેલું છે પરંતુ ધાતુના બોન્ડમાં ઇલેક્ટ્રોન ફક્ત બે અણુ વચ્ચે જ નહીં s ઇલેક્ટ્રોન

ધાતુઓમાં ઘણા અણુઓ વચ્ચે વહેંચાયેલા છે જેથી મેં અહીં જ ધાતુઓ દોર્યા તે માત્ર એક

બે પરિમાણીય આકૃતિ છે ધાતુઓ ત્રિ-પરિમાણીય રીતે ગોઠવાયેલી છે

તેથી અહીં ફરીથી

અણુ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણી છે જે તે વચ્ચે વહેંચાતી નથી કોઈપણ બે ધાતુના અણુઓ જે

ઇલેક્ટ્રોનને ઘણા અણુઓ વચ્ચે વહેંચે છે ઠીક છે, આવા વહેંચાયેલા ઇલેક્ટ્રોન બે અણુઓની વચ્ચે સ્થિત નથી અને

તેઓ વાસ્તવમાં બધી ધાતુઓની આસપાસ ફરતા હોય છે, જેથી ઇલેક્ટ્રોનનો સમુદ્ર બને છે જેમાં ન્યુક્લિયસ હાજર હોય છે.

અનેક અણુ ધાતુઓ વચ્ચેના આ વહેંચાયેલા ઇલેક્ટ્રોનસમાં લાક્ષણિક લાક્ષણિકતા હોય છે જેમ કે વાહકતા અમે કહીએ છીએ કે તે ગરમી અને વીજળીનું ખૂબ જ સારું વાહક છે

તેથી તે સહસંયોજક

બોન્ડ અથવા આયનીય બોન્ડ વચ્ચેનો મુખ્ય તફાવત એ છે કે જો તે સંદર્ભમાં

સહસંયોજક બોન્ડમાં બે અણુઓ અથવા ઘણા અણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનનું વહેંચણી એ વહેંચાયેલ ઇલેક્ટ્રોન બે અણુઓ વચ્ચે સ્થિત છે પરંતુ મેટામાં 11ic બોન્ડ શેર કરેલ ઇલેક્ટ્રોન બધા પરમાણુઓની આસપાસ ફરતા હોય છે પરિણામે ત્યાં ઇલેક્ટ્રોનનો સમુદ્ર હોય છે.

ઠીક છે

તેથી ઇલેક્ટ્રોન ખસેડવા માટે મુક્ત છે તેઓ d

સ્થાનીકૃત છે કહેવાતા d લોકલાઇઝર ઓકે ઇલેક્ટ્રોન ડિલોકલાઇઝ થાય છે

તેથી ઇલેક્ટ્રોન ધાતુઓમાં ડિલોકલાઇઝ થાય છે

તેઓ હલનચલન કરવા માટે મુક્ત છે એટલે કે મુક્તપણે હલનચલન કરે છે પરિણામે તેઓ

વીજળી અને અમ ગરમીના ખૂબ જ સારા વાહક છે, પરંતુ કોલોન બોન્ડમાં મૂળભૂત રીતે ધાતુના બોન્ડમાં બે પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની જોડીની વહેંચણી છે, વહેંચાયેલ ઇલેક્ટ્રોન ડિલોકલાઇઝ્ડ છે

તેથી તે કારણ છે તેઓ

ઉષ્મા અને વીજળીના ખૂબ જ સારા વાહક છે હવે ચાલો આપણે એક અલગ ખ્યાલ તરફ જઈએ,

કહેવાતા પાંદડા ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સ શું તે એક રસાયણશાસ્ત્રી છે એક મહાન અમેરિકન રસાયણશાસ્ત્રી પ્રસ્તાવનો નિયમ જેને ઓક્ટેટ નિયમ કહેવાય છે તે એકમાત્ર તે છે જેણે પ્રથમ વ્યક્તિ

બતાવ્યું કે બોન્ડ્સ રચાય છે ઇલેક્ટ્રોનસની વહેંચણી કરીને તેને આશ્ચર્ય થાય છે કે તેણે શું પ્રસ્તાવિત કર્યો છે

કે એક બોન્ડ બનાવવા માટે બે ઇલેક્ટ્રોનની જરૂર છે

તેથી બે અણુઓ વચ્ચે બે ઇલેક્ટ્રોન વહેંચવાથી એક

બોન્ડ રચાય છે ept એ icm ક્રાંતિકારી ખ્યાલ છે જે ક્વોન્ટમ મિકેનિક્સ ઓર્બિટલ કન્સેપ્ટ આવે તે પહેલાં લેવિસ દ્વારા પ્રથમ પ્રસ્તાવિત કરવામાં

આવ્યો હતો જેથી તે gb gian levis દ્વારા પ્રસ્તાવિત એક અદ્ભુત વિચાર હતો

અને તેણે પ્રસ્તાવ મૂક્યો કે તેણે શું કર્યું તે એ છે કે તેણે

બીજા બે ઘટકોના ઘણા સ્થિર પરમાણુઓ જોયા.

ઉદાહરણ તરીકે સામયિક કોષ્ટકમાં તમે ઘણા પરમાણુઓ જોયા છે

જેમ કે પાણીના પાણીના સ્થિર પરમાણુ અને પછી એમોનિયા આ પરમાણુઓ ખૂબ જ સ્થિર છે અને

પછી તમે લઈ શકો છો કે આ કયા બે પરમાણુઓ છે જે તેમના દ્વારા રચાયેલ છે બીજી હરોળના

ઘટકો મુખ્ય જૂથ તત્ત્વો અને આ પરમાણુઓ ખૂબ જ સ્થિર હોય છે અને પછી તમે આ પરમાણુઓને જોશો કે

દરેક અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ બરાબર છે બીજા બે તત્ત્વો એટલે કે ઊર્જા

સ્તર બે n બરાબર બીજી પંક્તિ માટે બીજી પંક્તિ n બે બરાબર છે અને તેમની પાસે s અને અને p ભ્રમણકક્ષા હોય છે જ્યારે આ બે ભ્રમણકક્ષા હા ઇલેક્ટ્રોન

ઓર્બિટલ બે ઇલેક્ટ્રોન સમાવી શકે છે p ઓર્બિટલ છ ઇલેક્ટ્રોન સમાવી શકે

છે કુલ આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે તો પછી એકવાર આ બે કોષો ભરાઈ

જાય તે ઠીક છે પછી તમે શેલ રુપરેખાંકનની નજીક અહ સાથે સમાપ્ત થશો જે

ઉમદા ગેસ માટે નોબલ ગેસ ક્લોઝર શેલ નોબલ ગેસ માટે જાણીતું છે અથવા તેને નિષ્ક્રિય વાયુઓ કહેવામાં આવે છે

તેથી તેઓ એકમ છે કારણ કે તેઓ નથી રાસાયણિક રીતે પ્રતિક્રિયાશીલ હોવા છતાં આજકાલ ઘણા સંયોજનો છે,

પરંતુ તેની વિશિષ્ટતા શરૂઆતમાં બંધ કોષ રુપરેખાંકનને આભારી છે.

તે

જ રીતે જ્યારે તેણે આ પ્રકારના પરમાણુમાં દરેક પરમાણુની આસપાસના ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને જોયો

ત્યારે તેણે જોયું કે ત્યાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન વહેંચાયેલા છે.

અણુઓ વચ્ચે જો તમે ઉદાહરણ તરીકે ઓ પાણીના પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અથવા

આ ઓક્સિજન પરમાણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ છે કેવી રીતે એક બોન્ડ સિંગલ બોન્ડ છે

તેને સિંગલ બોન્ડ કહેવાય છે સિંગલ બોન્ડ એટલે બે ઇલેક્ટ્રોન ડબલ બોન્ડ એટલે ચાર ઇલેક્ટ્રોન

અણુ વચ્ચે વહેંચાયેલા છે એક બોન્ડ એટલે સિંગલ બોન્ડ એટલે બે ઇલેક્ટ્રોન બે પડોશીઓ

વચ્ચે ટી વચ્ચે વહેંચાયેલા છે wo અણુઓ બે પરમાણુ ડબલ બોન્ડ એટલે ચાર ઇલેક્ટ્રોન એટલે જ્યારે તેણે

દરેક અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જોઈ અને તેને જાણવા મળ્યું કે તે આઠ છે

તેથી તે ઓક્સિજન પરમાણુ અને હાઈડ્રોજન અણુ વચ્ચે એક જ બોન્ડ છે

એટલે કે બે ઇલેક્ટ્રોન છે.

ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે

અને વધુમાં આ આ બે એકલ જોડી છે આ બેને એકલ જોડી કહેવાય છે ઠીક

છે ઇલેક્ટ્રોનની અનશર કરેલ જોડી અને અણુને એકલ જોડી કહેવાય છે ઠીક છે આ ઓક્સિજન પરમાણુ પર બે એકલ જોડી

છે જેને એકલ જોડી કહેવાય છે ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણી વગરની જોડીને એકલ જોડી કહેવામાં આવે છે જે આ ઓક્સિજન પરમાણુ પર હાજર હોય છે અને

તેથી જ

અને આ ઓક્સિજન અણુ અને હાઇડ્રોજન અણુ વચ્ચે બીજું એક બંધન છે તેથી

અહીં કુલ આઠ ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન છે બે ઇલેક્ટ્રોન અહીં ચાર વત્તા બે ઇલેક્ટ્રોન અહીં છ વત્તા બે આઠ

તેથી કુલ તેમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે તે જ રીતે જો તમે

આ નાઇટ્રોજન અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જુઓ તો આઠ છે કારણ કે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં

બે ઇલેક્ટ્રોન છે રોન અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી તેમાં એક એકલ જોડી છે

તેથી કુલ આઠમાં તે જ રીતે

તમે દરેક ઓક્સિજન પરમાણુની આસપાસના ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પણ અહીં ગણી શકો છો, આ જ કારણ છે કે

તેમણે ઓક્ટેટ નિયમ ઓક્ટેટ એટલે આઠ એટલે કે આઠ નામનો નિયમ પ્રસ્તાવિત કર્યો જો તમારી પાસે પરમાણુ હોય અને

તે સ્થિર હોય અને પછી પરમાણુ ઠીક છે તેના દરેક અણુમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન હોવા જોઈએ જેથી તે પરમાણુ સ્થિર હોય તો તે

ઓક્ટેટ નિયમ તરીકે ઓળખાતા નિયમ સાથે આવે છે આ ઓક્ટેટ નિયમ અનુસાર પરમાણુમાંના દરેક અણુએ શેર કરવું જોઈએ

તેના પડોશી અણુઓ સાથે આઠ ઇલેક્ટ્રોન જેથી તે ઓક્ટેટ નિયમ દ્વારા પ્રસ્તાવિત નિયમ છે

અને વધુમાં તેમણે એમ પણ કહ્યું હતું કે ઇલેક્ટ્રોન કોન્સેપ્ટના બોન્ડ શેરિંગ બનાવવા માટે ઇલેક્ટ્રોનની એક જોડીની જરૂર છે

તે gn લેવીની મૂળ વિભાવના છે જેમાંથી અન્ય સિદ્ધાંતો વિકસિત થયા ઉદાહરણ

વેલેન્સ બોન્ડ થિયરી આખમાંથી વિકસાવવામાં આવી છે.

બે અણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની ઇલેક્ટ્રોનની ઇલેક્ટ્રોનની જોડીની વહેંચણીનો મૂળ વિચાર હવે અમ ત્યાં એક પ્રતીક છે જેને લેવિસ પ્રતીક કહેવાય છે તે શું છે તે હવે દર્શાવે છે કે

ચોક્કસ પરમાણુ પર કેટલા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન હાજર છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે બોરોન લો છો તો

તેનું રજા પ્રતીક આના જેવું છે જેમ કે આ બોરોનનું લેવી પ્રતીક છે

તેથી બોરોન

જૂથ જૂથ ત્રણનો છે

તેથી તેની સંખ્યા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે ત્રણ બોરોનમાં ત્રણ

વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે જે આ રીતે બતાવી શકાય છે જેથી તેને રજા પ્રતીક કહેવામાં આવે છે એટલે કે

ઉદાહરણ તરીકે કાર્બનમાં ચાર સંયોજક ઇલેક્ટ્રોન છે જે આ રીતે રજૂ કરી શકાય છે તેથી

આ આને લેવીના પ્રતીકો કહેવામાં આવે છે જે રજૂ કરે છે તેમના પર કેટલા અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોન

હાજર છે, તેના પર કેટલા અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોન હાજર છે જેથી લીવ સિમ્બોલ um નો ઉપયોગ કરીને

અમે કહેવાતા લેવિઝ સ્ટ્રક્ચર્સ દોરી શકીએ છીએ.

ઉદાહરણ તરીકે તમારે લેવિસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર કેવી રીતે દોરવું તે જાણવાની જરૂર છે

તેથી તે હેતુ માટે તે જાણવું અગત્યનું છે કે

ભવ્ય ગંદકી સ્ટ્રક્ચરને કેવી રીતે સૂકવવું.

સૂકવવા માટે પાંચ છ પગલાંઓ છે.

મતલબ કે તમારે

દરેક તત્વ માટે સંતુલન ઇલેક્ટ્રોન ગણવું પડશે ઉદાહરણ તરીકે પાણી h_2o ઠીક છે હાઇડ્રોજન માટે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન

એક છે

તેથી આ એક માટે તે હાઇડ્રોજનમાં બે છે વત્તા હાઇડ્રોજન માટે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન એક

બે ઇન વન વત્તા છે જ્યાં નું વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ઓક્સિજન તે છ છે

તેથી કુલ આઠ

ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમ કે સૌપ્રથમ કોઈએ બોન્ડિંગ માટે ઉપલબ્ધ સંયોજક ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યા નિર્ધારિત કરવાની કુલ સંખ્યા શોધવાની છે.

અમે

સંતુલન બંધન વિશે ચિંતિત છીએ ઠીક છે અમ કહેવાતા વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન કારણ કે

બોન્ડ્સ માત્ર વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનનો ઉપયોગ કરીને રચાય છે કોર ઇલેક્ટ્રોન બોન્ડિંગમાં સામેલ નથી

તેથી અહીં લેવી સ્ટ્રક્ચર લખવા માટે આપણે એ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા વિશે ચિંતિત

છો જે તમે જૂથમાંથી જ શોધી શકો છો.

ત્રીજા જૂથના તત્વોનો અર્થ છે સંતુલન ઇલેક્ટ્રોન છે

ત્રણ યોથા જૂથના ઘટકોનો અર્થ છે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ચાર પાંચમા જૂથના તત્ત્વો છે એટલે કે નાઇટ્રોજન સંતુલન ઇલેક્ટ્રોન પાંચ છે તેવી જ રીતે છઠ્ઠું જૂથ તત્ત્વ ઓક્સિજન છે ફ્લોરાઇડ માટે છ પર ઇલેક્ટ્રોન તે નિયોન માટે સાત છે તે આઠ છે જેથી તમે વેલેન્સ શોધી શકો છો ઇલેક્ટ્રોનનું પ્રથમ પગલું એ નક્કી કરવાનું છે કે સંરચના દોરવા માટે કેટલી સંખ્યામાં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન હાજર છે , બીજું પગલું એ છે કે બીજું પગલું એ શોધો કેન્દ્રીય પરમાણુ શોધો કે કેન્દ્રીય અણુ શું છે જો તમે પરમાણુ લો છો તો ત્યાં એક અણુ હશે જે અન્ય અણુથી ઘેરાયેલો હશે તેથી મધ્યના મધ્ય અણુને કેન્દ્રીય અણુ કહેવામાં આવે છે કે જે નક્કી કરવા માટે કે કેન્દ્રીય અણુ કેવી રીતે નક્કી કરવું પ્રશ્ન કે સામાન્ય રીતે કેન્દ્રીય પરમાણુ સામાન્ય રીતે ઓછું ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવ તત્ત્વ હોય છે અથવા તત્ત્વમાં સૌથી વધુ સૌથી વધુ બંધન ક્ષમતા કેન્દ્રીય તત્ત્વો કેન્દ્ર હોય છે 1 અણુ એ છે કે જેની પાસે સૌથી વધુ બોન્ડિંગ ક્ષમતા હોય તે બોન્ડિંગ ક્ષમતા બોન્ડિંગ ક્ષમતા એ અણુ પર હાજર અજોડ ઇલેક્ટ્રોનની અજોડ સંખ્યાની સંખ્યાનો સંદર્ભ આપે છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે બોરોન લો છો તો ઠીક બોરોનમાં ત્રણ અનપેયર ઇલેક્ટ્રોન હોય છે એક બે ત્રણ કાર્બન ત્યાં ચાર અનપેયર્ડ પેડ છે અને પેડ પેડ એટલે ડોટ ઓકે અનપેડ એટલે કે તેઓ પેડ નથી તેથી કાર્બન માટે ચાર અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોન છે તેથી કાર્બન સૌથી વધુ છે તેથી બંધન ક્ષમતા પર હાજર અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાનો સંદર્ભ આપે છે પરમાણુ વધારે હોય છે જે અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોન વધારે હોય છે તે બોન્ડિંગ ક્ષમતા વધારે હોય છે જેમ કે બોરોન કાર્બનની સરખામણીમાં સૌથી વધુ અમ બોન્ડિંગ ક્ષમતા હોય છે અથવા તમે ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી પર આધારિત કેન્દ્રીય પરમાણુ પણ પસંદ કરી શકો છો ઓછી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી નેગેટિવ એલિમેન્ટ સામાન્ય રીતે કેન્દ્રીય અણુ છે જે અમે પણ તમને પસંદ કરી શકીએ છીએ તેથી હવે આપણે જાણીએ છીએ કે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને આપણે જાણીએ છીએ કે કેન્દ્રીય પરમાણુ શું છે પછી ત્રીજો st ep શું તેઓ ઠીક છે અંદાજિત માળખું દોરો તેથી કેન્દ્રીય પરમાણુ શું છે તે નક્કી કર્યા પછી, વ્યક્તિએ અંદાજિત માળખું દોરવું પડશે ઉદાહરણ તરીકે અમ પાણીનો પરમાણુ પોતે h2o તમારી પાસે કેન્દ્રીય અણુ ઓક્સિજન છે ઠીક છે ઓક્સિજન ઓક્સિજન સૌથી વધુ બંધન ક્ષમતા ધરાવે છે અને પછી તમારી પાસે છે ઓક્સિજન અને હાઇડ્રોજન વચ્ચે બોન્ડ દોરવા માટે ઉહ ઉદાહરણ તરીકે બીજું ઉદાહરણ છે અમુક um ક્લોરોફોર્મ ch c13 કેન્દ્રીય અણુ એ કાર્બન છે ઠીક છે હવે કેન્દ્રીય પરમાણુ શું છે તે નક્કી કર્યા પછી તમારે ક્લોરોફોર્મ માટે આ કેન્દ્રીય અણુની આસપાસ બાકીના અણુ બરાબર ગોઠવવા પડશે chc1 three કાર્બન એ કેન્દ્રીય પરમાણુ છે જે તમે અહીં હાઇડ્રોજન મુકો છો અને પછી માફ કરશો અમ ત્રણ ક્લોરિન પરમાણુ તેની આસપાસ અને પછી તમે તેના જેવા અણુઓ વચ્ચે એક જ બોન્ડને સૂકવી દો કારણ કે ત્યાં એક જ બોન્ડ હોવો જોઈએ ઓછામાં ઓછો એક બોન્ડ હોવો જોઈએ અણુઓની દરેક જોડી વચ્ચે હાજર હોય છે તેથી અણુની જોડી વચ્ચે એક જ બોન્ડની જોડી હોવી જોઈએ એક એકલ બોન્ડ બે ઇલેક્ટ્રોનનો સંદર્ભ આપે છે પછી તે m ત્રીજું પગલું એ છે કે તમે કુલ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનમાંથી સિંગલ બોન્ડ બનાવવા માટે બરાબર બાદબાકી કરો અને પછી તમારે યોથા પગલામાં ચાર પગલું ભરવાનું રહેશે તમારે એક જ બોન્ડ બનાવવા માટે ઉપયોગમાં લેવાતા ઇલેક્ટ્રોનને બાદ કર્યા પછી બાકીના ઇલેક્ટ્રોનનું વિતરણ કરવું પડશે. ટર્મિનલ પરમાણુ પર બરાબર વિતરિત કરો દરેક ટર્મિનલ પરમાણુની આસપાસ બાકીના વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનને જોડી તરીકે વિતરિત કરો જેથી કરીને દરેક અણુ હાઇડ્રોજન સિવાયના ઇલેક્ટ્રોનના ઓક્ટેટ ઓક્ટેટ પ્રાપ્ત કરે, તમે ઇલેક્ટ્રોનની જોડી મૂકી શકતા નથી ઓકે હાઇડ્રોજન પરમાણુ હાઇડ્રોજનની આસપાસ બે કરતાં વધુ ઇલેક્ટ્રોનની માત્ર એક ભ્રમણકક્ષા છે જેને એકનેસ કહેવાય છે ભ્રમણકક્ષા અને તમે તે માત્ર બે ઇલેક્ટ્રોનને સમાવી શકતા નથી તેથી અત્યાર સુધી હાઇડ્રોજન છે જે તે પ્રથમ પંક્તિના ઘટકો છે જેનું તે પાલન કરે છે તેને માત્ર ઇલેક્ટ્રોનનું યુગલ હોવું જરૂરી છે હાઇડ્રોજન માટે તે જરૂરી છે અથવા ઇલેક્ટ્રોનની ડુબ્લિકેટ બે ઇલેક્ટ્રોન હાઇડ્રોજન અણુની આસપાસ પર્યાપ્ત છે જેથી યોથું પગલું આપણે દરેક ટર્મિનલ અણુની આસપાસ બાકીના ઇલેક્ટ્રોનનું વિતરણ કરવું પડશે જેથી દરેક અણુ પ્રાપ્ત થાય આઠ ઇલેક્ટ્રોન હવે પાંચમું પગલું જ્યારે હું ઉદાહરણો વિશે ચર્ચા કરીશ ત્યારે તે સ્પષ્ટ થઈ જશે. પરંતુ જો તમે આ બધું પગલું મુજબ કરો છો અને દરેક અણુની આસપાસ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનનું વિતરણ કર્યા પછી કોઈ ભૂલ થશે નહીં તેઓ વિતરિત ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સાથે મેળ ખાતા હોય છે જે પ્રથમ પગલામાં ગણેલ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સાથે મેળ ખાય છે કારણ કે તમે જે

સંખ્યાએ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની પ્રથમ સંખ્યાની ગણતરી કરી હતી અને તે ઇલેક્ટ્રોન હવે વિતરિત થયા હતા વિતરણ પછી ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન હોવી જોઈએ બરાબર શું ગણવામાં આવે છે તમે ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને એવી રીતે વિતરિત કરી છે કે દરેક અણુમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે ધારો કે જો ત્યાં વધુ ઇલેક્ટ્રોન હાજર હોય તો તે વધુ ઇલેક્ટ્રોન છે ઠીક છે બાકીના ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવા જોઈએ અથવા કેન્દ્રીય અણુમાં આપવા જોઈએ અને પછી પગલામાં 6 ઓક્ટેટ પૂર્ણ કરો છું પગલું તમારે ખાતરી કરવી છે કે કેન્દ્રીય અણુમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે જો તેમાં e¹g હોય ht ઇલેક્ટ્રોન પછી માળખું થઈ ગયું છે ચાલો જોઈએ અને થોડા ઉદાહરણો જેમાંથી તે ખૂબ જ સ્પષ્ટ થઈ ગયું છે તો ચાલો હું તમને વધુ એક વખત બતાવીશ કે કેવી રીતે વેલિસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર દોરવું પ્રથમ પગલું એ છે કે સંયોજક ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા શોધો.

આપેલ પરમાણુ તમે જાણો છો કે

અણુઓ કયા હાજર છે

તેથી સમૂહ નંબર પરથી તમે

વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા શોધી શકો છો,

તેથી તેમને એકસાથે ઉમેરો પછી તમારી પાસે તમારી સંયોજકતા

ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યા હશે જે કુલ સંખ્યા નક્કી કરવાનું પ્રથમ પગલું છે.

વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનનું અને

પછી તમારે કેન્દ્રીય અણુ શું છે તે પસંદ કરવાનું રહેશે કેન્દ્રીય અણુ પસંદ કર્યા પછી તમે

બાકીના અણુને કેન્દ્રીય અણુની આસપાસ ગોઠવો અને પછી તેમની વચ્ચે એક જ બોન્ડ દોરો

કારણ કે બધા અણુઓ ઓછામાં ઓછા એક એક બોન્ડ દ્વારા એકસાથે રાખવામાં આવે છે

તેથી તમે લઘુત્તમ બોન્ડ દોરો કે

જે દરેક પરમાણુ વચ્ચે એક એકલ બોન્ડ છે

તેથી એક બોન્ડ બનાવવા માટે બે ઇલેક્ટ્રોનનો વપરાશ થાય છે

જેથી તમે દોરેલા એકલ બોન્ડની સંખ્યા ગણો.

ઇલેક્ટ્રોનની

સંખ્યાને વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યામાંથી બાદ કરવી જોઈએ પછી ટર્મિનલ પરમાણુમાં જે પણ ઇલેક્ટ્રોન બાકી હોય તે ઉમેરવા જોઈએ

થર્મલ અણુ એટલે કે કેન્દ્રીય અણુની બહાર સ્થિત અણુ તમારે

જોડી તરીકે ઇલેક્ટ્રોનને એવી રીતે ઉમેરવું જોઈએ કે દરેક દરેક ટર્મિનલ પરમાણુ ટર્મિનલ પરમાણુ આઠ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરે છે

અને પછી તમારે ઉમેરવામાં આવેલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા

જોવી પડશે જે ઉમેરવામાં આવેલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા મૂળ રીતે ગણવામાં આવેલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સાથે મેળ ખાતી હોવી જોઈએ જે સમાન હોવી જોઈએ

જો તમે તે કરતાં ઓછી અથવા વધુ ન હોવી જોઈએ તે પછી તમે ખાતરી કરો કે

દરેક ટર્મિનલ પરમાણુ તમને આઠ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરે છે જો તમારી પાસે ઇલેક્ટ્રોનનું પ્રમાણ વધારે હોય તો કેન્દ્રીય અણુમાં

ઇલેક્ટ્રોનનો વધારાનો ઉમેરો થઈ શકે છે અને પછી તમારે ખાતરી કરવી પડશે

કે કેન્દ્રીય અણુમાં ઇલેક્ટ્રોનનો ઓક્ટેટ ઓક્ટેટ છે.

તે પછી તે કરવાની એક પદ્ધતિ નથી

કે તમારે કેન્દ્રીય અણુ અને કોન પર ઇલેક્ટ્રોનની જોડી અથવા એકલા વાક્ય લાવવું પડશે

તેને એએ ડબલ બોન્ડમાં ફેરવો અને પછી તમે ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો છો તે આઠ ઇલેક્ટ્રોન હશે આ

બાબતો સ્પષ્ટ થઈ જશે કારણ કે આપણે વધુ ઉદાહરણો જોઈએ છીએ ચાલો એક ઉદાહરણ જોઈએ કે

ક્લોરોફોર્મ ch c13 માટે લેવી સ્ટ્રક્ચર્સ કેવી રીતે દોરવા તે પ્રથમ પગલું છે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન કેવી રીતે

કરવું કે ત્યાં કાર્બન છે ત્યાં એક હાઇડ્રોજન છે ઠીક છે વત્તા ત્રણ ક્લોરિન પરમાણુ છે

કાર્બન માટે સંતુલિત ઇલેક્ટ્રોન છે ચાર વત્તા હાઇડ્રોજન માટે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન એક વત્તા ત્રણ

માં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન પ્રતિ ક્લોરિન સાત છે જેથી તે બરાબર છે જે બરાબર છે

ક્લોરોફોર્મમાં વીસ 22 26 26 વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે હવે તમારે તેમને દોરવા પડશે તમારે

કેન્દ્રીય અણુ શોધવાનું છે કે કેન્દ્રીય અણુ કાર્બન છે

કારણ કે કાર્બનમાં ચાર અને લોન પેરાબોલા ચાર છે અને અનપેયર્ડ ઇલેક્ટ્રોન પર અનશેર્ડ ઓકે છે

તેથી તેની બંધન ક્ષમતા છે અહીં અન્ય અણુઓની સરખામણીમાં વધારે છે

તેથી તમારે

બાકીના અણુને બરાબર ગોઠવવું પડશે કે જે હાઇડ્રોજન છે અને કેન્દ્રીય પરમાણુની આસપાસ ક્લોરિન તમે

હાઇડ્રોજન અણુ દોરો છો e અને ક્લોરીન પરમાણુ અહીં ક્લોરીન પરમાણુ અહીં ક્લોરિન પરમાણુ અહીં અને પછી

એક બોન્ડ અહીં દોરો એક બોન્ડ અહીં એક બોન્ડ અહીં એક બોન્ડ અહીં હવે ચાર સિંગલ

બોન્ડ દોરવામાં આવ્યા છે જે ચારમાં બે ચાર સિંગલ બોન્ડ બરાબર ચારમાં બે છે

આઠ ઇલેક્ટ્રોન બરાબર છે હવે આઠ ઇલેક્ટ્રોનનો વપરાશ થાય છે.

પછી તમે કુલ

સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોન છવીસ ઓછા આઠ બરાબર અઢાર ઇલેક્ટ્રોનમાંથી આઠ ઇલેક્ટ્રોન બાદ કરો ત્યાં હવે 18 ઇલેક્ટ્રોન બાકી છે જે આ ટર્મિનલ પરમાણુની આસપાસ વિતરિત કરી શકાય છે જે પાસ તરીકે વિતરિત કરી શકાય છે.

ત્યાં હાઇડ્રોજન પરમાણુ નથી તમે તેને ઉમેરી શકતા નથી હાઇડ્રોજન માટે ઇલેક્ટ્રોનની જોડી ઉમેરી શકાતી નથી તે માત્ર એક યુગલ ઇલેક્ટ્રોન છે તેને લાગુ કરો ઇલેક્ટ્રોન જરૂરી છે

તેથી તમે હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની જોડી ઉમેરી શકતા નથી ઇલેક્ટ્રોનને પાસ તરીકે ઉમેરવા જોઈએ બાકીના પરમાણુ તો ચાલો આપણે અહીં અહીં અહીં અહીં ઉમેરીએ તેથી હવે મેં આ ક્લોરિન અણુની આસપાસ ત્રણ એકલા જોડી ઉમેર્યાં એટલે ત્રણ એકલા જોડી એટલે છ ઇલેક્ટ્રોન ત્યાં એક જ બોન્ડ છે અહીં એક જ બોન્ડ છે એટલે કે બે ઇલેક્ટ્રોન એટલે હવે આ ક્લોરિન પરમાણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ છે તે જ રીતે તમે અહીં વિતરિત કરો છો.

આઠ છે અહીં આઠ છે અહીં આઠ છે હવે આપણે વિતરિત કરીએ છીએ 18 ઇલેક્ટ્રોન પસાર થઈ ગયું છે આપણી પાસે છ વત્તા છ વત્તા છ છે ત્રણ એકલ જોડી ત્રણ એકલ જોડી ત્રણ લોન જોડી એટલે દરેક ત્રણ લાંબા ત્રણ એકલા જોડીનો અર્થ છે ત્રણમાંથી બે છ ત્રણ માં બે અમ ત્રણ માં બે છ છ વત્તા છ વત્તા છ અઢાર

તેથી હવે ગણતરી કરીએ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા 26 હોવી જોઈએ.

અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન છે તેથી આઠ

ઇલેક્ટ્રોન આઠ બરાબર એટલે ચાર સિંગલ બોન્ડ છે અને પછી એક બે ત્રણ ચાર પાંચ છ સાત આઠ નવ નવ એકલ જોડી બરાબર છે તો 4 એનો અર્થ થાય છે 4 માં 2 બરાબર 8 તો 9 માં 2 બરાબર 8 તેથી um 18.

તેથી કુલ 26 ઇલેક્ટ્રોન છે તેથી સંખ્યા શરૂઆતમાં ગણેલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સાથે મેળ ખાતી હોય છે હવે તમારે જોવું પડશે કે કેન્દ્રીય અણુ આ કાર્બન સિન્થેટીક છે કે શું તે ઇલેક્ટ્રોનના ઓક્ટેટ નિયમને પ્રાપ્ત કરે છે કે નહીં તે આઠ નંબરના ઇલેક્ટ્રોનને પ્રાપ્ત કરે છે તેમાં આઠ સંખ્યાના ઇલેક્ટ્રોન છે કારણ કે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે તેથી બે વત્તા બે વત્તા બે વત્તા બે આઠ ઇલેક્ટ્રોન જો તમે આ ક્લોરિન પરમાણુ જુઓ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ છે કારણ કે બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે બે ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં બે ઇલેક્ટ્રોન આઠ છે તેવી જ રીતે હાઇડ્રોજન માટેના અન્ય બે અણુઓ માટે તે માત્ર બે ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી હવે અમે ખાતરી કરી છે કે ઓક્ટેટ કારની આસપાસ કેન્દ્રીય પરમાણુ બરાબર છે એટલે કે સ્ટ્રક્ચર થઈ ગયું છે

તેથી ડ્રોઈંગ છોડે છે કે સ્ટ્રક્ચર થઈ ગયું છે

ચાલો આપણે બીજા ઉદાહરણમાં જોઈએ CH_2 ઓહ હવે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ટ્રોન એ વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન નક્કી કરવા માટેનું પહેલું પગલું છે જેથી કાર્બન વત્તા બે હાઇડ્રોજન અણુ વત્તા ઓહ કાર્બનમાં ચાર વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે વત્તા બે એક હાઇડ્રોજનમાં એક વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છે એક વત્તા ઓક્સિજન ઓક્સિજન અણુમાં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન છ છે જેથી તે ચાર છ વત્તા બરાબર છે બાર ત્યાં બાર વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ઉપલબ્ધ છે CH_2O માટે કેન્દ્રીય અણુ એ કાર્બન છે અને બાકીના અણુઓને આ રીતે ગોઠવો હવે ત્રણ સિંગલ બોન્ડ બને છે ત્રણ સિંગલ બોન્ડ એટલે કે ત્રણમાં બે છ

તેથી બાર ઓછા છ ઇલેક્ટ્રોન સમાન છ ઇલેક્ટ્રોન કે છ ઇલેક્ટ્રોનનું વિતરણ કરવું જોઈએ અણુની આસપાસ એવી રીતે કે દરેક અણુમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે જે અહીં મુકો તો છ છે અને જો તમે હવે અહીં મુકો છો તો ઓક્સિજન પરમાણુમાં છ ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવામાં આવે છે અને તે આ ઓક્સિજન પરમાણુને પ્રાપ્ત કરે છે તો આઠ ઇલેક્ટ્રોન મળે છે પરંતુ જો તમે સંખ્યા જુઓ તો આ કાર્બન અણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન આઠ નથી તે માત્ર છ છે બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન તેના છ માત્ર તો તમારે શું કરવું પડશે ઓક્સિજન પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રોનની એકલ જોડીને આહ કાર્બન પરમાણુ તરફ લઈ જાઓ પછી તે આ રીતે કાર્બન આપે છે તેથી મૂળભૂત રીતે આપણે ઇલેક્ટ્રોનની એકલા જોડીને બોન્ડિંગ ઓકે બોન્ડિંગ ઇલેક્ટ્રોનમાં રૂપાંતરિત કરીએ છીએ હવે જો તમે કાર્બન અણુની આસપાસ

ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો તો

આઠ છે બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન તેથી

આઠ ઓક્સિજન પરમાણુની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન બે ઇલેક્ટ્રોન આઠ

તેથી ઓક્ટેટનું પાલન કરવામાં આવે છે ઓક્ટેટ નિયમનું પાલન કરવામાં આવે છે પરમાણુ ખૂબ જ સ્થિર છે આ

રીતે પાંદડા દોરવા માટે છે રચના આભાર

Prutor@iitk