

ગુડ મોર્નિંગ આજે આપણે રાસાયણિક બંધનની મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરી જોવા જઈ રહ્યા છીએ જે આપણે પહેલાં જોયું છે તે રાસાયણિક બંધનની વેલેન્સ બોન્ડ પદ્ધતિ છે જેથી તે વેલેન્સ બોન્ડ પદ્ધતિ પણ એક ક્વોન્ટમ છે.

યાંત્રિક પદ્ધતિ આપણે આ પદ્ધતિમાં મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ બોન્ડિંગ પદ્ધતિ તરીકે ઓળખાતી બીજી ક્વોન્ટમ મિકેનિકલ પદ્ધતિ જોવા જઈ રહ્યા છીએ અમ ઇન વેલેન્સ બોન્ડ પદ્ધતિ આહ આપણી પાસે

બોન્ડ બનાવવા માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રોનની જોડી છે જે ઇલેક્ટ્રોનની જોડી એક બે ત્રણ હોઈ શકે છે પરંતુ તે શું ઇલેક્ટ્રોન સ્પાર્સ હોવા જોઈએ માત્ર એક ઇલેક્ટ્રોન તરીકે નહીં કે બેલેન્સ બોન્ડ થિયરી એક ઇલેક્ટ્રોનનો ઉપયોગ કરીને બનેલા બોન્ડિંગ વિશે વાત કરતી નથી અમે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરી વિશે ચર્ચા કરતી વખતે તફાવત જોશું જેથી તે પાથ વહેંચાયેલ ઇલેક્ટ્રોન પાથ અણુઓ વચ્ચે સ્થિત છે.

જેમ કે કુવા બોન્ડ થિયરી પદ્ધતિ સંબંધિત છે અને તે પરમાણુઓ વચ્ચે પરસ્પર વહેંચાયેલ છે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરીમાં આપણે જોઈશું કે આપણી પાસે અમ છે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ જેથી તમે જાણો છો કે જો તમે હાઇડ્રોજન પરમાણુ લો છો તો તેમની સાથે ખૂબ જ પરિચિત છે ઠીક છે ત્યાં એક ન્યુક્લિયસ છે અને એક ઇલેક્ટ્રોન બહાર છે

તેથી આ એકથી એક ક્રિયાપ્રતિક્રિયા છે તે સ્કોર્ડીંગર સમીકરણ બરાબર હવ થઈ ગયું હતું અને અમને ઉર્જા સ્તર બરાબર મળ્યું તમને s ઓર્બિટલ p ઓર્બિટલ d ઓર્બિટલ એફ ઓર્બિટલ મળ્યું છે

તેથી આ ઓર્બિટલ્સ તરંગ ફંક્શન્સ અથવા ગાણિતિક ફંક્શન્સ વેવ ફંક્શન સિવાય બીજું કંઈ નથી કારણ કે વેવ મિકેનિક્સમાં ઇલેક્ટ્રોનને તરંગ તરીકે ગણવામાં આવે છે

તેથી આહ પછી આ સ્કોર્ડિન્જર સમીકરણ

તેથી આ હાઇડ્રોજન અણુ માટે સ્કોર્ડિંગ સમીકરણ કે હાઇડ્રોજન માટે અણુ બરાબર હવ થઈ ગયું હતું અને અમને ઉર્જા સ્તરો અને ઓર્બિટલ્સ sp d ભ્રમણકક્ષા મળી તે જ રીતે તમે મોલેક્યુલર પરમાણુઓ માટે જઈ શકો છો

તેથી જ્યારે તમે હાઇડ્રોજનથી હિલીયમ માટે જાઓ છો ત્યારે બરાબર છે જેથી તમારી પાસે અમ તમારા ન્યુક્લિયસ પાસે એક બીજક છે અને પછી બે ઇલેક્ટ્રોન અહીં છે એક ઇલેક્ટ્રોન એક ઇલેક્ટ્રોન

તેથી આ એક ઇલેક્ટ્રોન છે આ બીજો ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી આ ઇલેક્ટ્રોન આ ન્યુક્લિયસ દ્વારા આકર્ષાય છે આ ઇલેક્ટ્રોન એટીઆર છે આ ન્યુક્લિયસ દ્વારા કાર્ય કરવામાં આવે છે તેમજ બે ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે વિકર્ષણ છે

તેથી તે ત્રણ બોડી અમ સમસ્યાઓ છે જે બરાબર ઉકેલી શકાતી નથી

તેથી જ અમે અણુઓ

માટે અણુઓ માટે ઉર્જા સ્તરોની ગણતરી કરવા માટે અંદાજિત પદ્ધતિ માટે ગયા તે જ રીતે આપણે અપનાવી શકીએ છીએ.

સમાન રીતે પરંતુ સમસ્યા એ છે કે ક્રિયાપ્રતિક્રિયાની સંખ્યા ઘણી વધારે છે

તેથી સમીકરણો ઉકેલવા પરમાણુઓ માટે સમન્વય સમીકરણ છે તે નથી તે હવ કરી શકાતું નથી અમ બરાબર સમસ્યા હવ કરવી ખૂબ જ મુશ્કેલ છે આપણે ચોક્કસ ઉકેલ શોધી શકતા નથી તો પછી આપણે એક માટે જવું જોઈએ અંદાજિત ઉકેલો માટે જાઓ કારણ કે અમ તમે પણ આમ કરી શકો છો જો તમે ઇલેક્ટ્રોન પરમાણુના ઊંચા અણુઓનું નિર્માણ કરતી વખતે અહીં જે રીતે કરો છો તે જ રીતે તમે ન્યુક્લિયસમાં પ્રોટોન અને ઇલેક્ટ્રોનને બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન બાહ્યતમ ભ્રમણકક્ષામાં ઉમેરી રહ્યા છો જેથી કરીને તમે તે રીતે બનાવી શકો.

અણુઓને ઉપર કરો તે જ રીતે તમે ન્યુક્લિયસને ઠીક કરીને પરમાણુઓ બનાવી શકો છો ઉદાહરણ તરીકે ન્યુક્લિયસ a અને ન્યુક્લિયસ b જેમ કે પરમાણુમાં કેટલાક અણુઓ ab પરમાણુ અને પછી તમારે તેમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવું પડશે એનર્જી લેવલ કે જે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ છે ઓકે પરમાણુઓ દ્વારા બનેલ ઓર્બિટલ્સ ઓકે તેને મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ કહેવાય છે તમે મોલેક્યુલર બીટામાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરી શકો છો અને પછી તમે એલાર્મ એનર્જી લેવલની ગણતરી કરી શકો છો પરંતુ તે ગણતરી કરવી ખૂબ જ કંટાળાજનક છે અને કરી શકાતી નથી.

બરાબર ઉકેલી શકાય છે

તેથી જ આપણે અમ ઉર્જા સ્તરો શોધવાની અંદાજિત પદ્ધતિ માટે જવું પડશે .

ઓકે અંદાજિત પદ્ધતિમાંથી એકને અણુ ભ્રમણકક્ષાનું રેખીય સંયોજન કહેવામાં આવે છે

તેથી તે Lcao પદ્ધતિ છે, ચાલો જોઈએ કે મૂળભૂત શું છે પરમાણુઓમાં ઉર્જા સ્તરો શોધવા માટેની આ પદ્ધતિ પાછળનો મૂળ તર્ક છે , ચાલો આપણે ઉદાહરણમાં જોઈએ કે આ પ્રકારના h ટુ પ્લસનો એક પરમાણુ જોઈએ જેથી તમારી પાસે એક હાઇડ્રોજન અણુ હોય અને બીજો હાઇડ્રોજન અણુ હોય, ચાલો આપણે કહીએ કે આ હાઇડ્રોજન અણુ છે.

આ હાઇડ્રોજન અણુ b છે તેમની વચ્ચે હવે એક ઇલેક્ટ્રોન છે અમ તરંગ મિકેનિક્સ અણુ ભ્રમણકક્ષામાં આ અણુ ભ્રમણકક્ષાઓ છે જે તરંગ સમીકરણો દ્વારા વર્ણવવામાં આવે છે kay

તેથી જો તમે આ હાઇડ્રોજન અણુ આ હાઇડ્રોજન પરમાણુ લો તો ઠીક છે તે છે તે આ હાઇડ્રોજન પરમાણુના અણુ ભ્રમણકક્ષાને તરંગ કાર્ય દ્વારા વર્ણવી શકાય છે phi a અને આ હાઇડ્રોજન અણુના અણુ ભ્રમણકક્ષાને તરંગ કાર્ય દ્વારા વર્ણવી શકાય છે phi b હવે અમ

તેથી તમારી પાસે પરમાણુ છે આ એક પ્રોટોટાઇપ ડાયહોમોનિક ડાયટોમિક પરમાણુ છે એક ખૂબ જ સરળ પરમાણુ

તેથી બે ન્યુક્લિયસ એક ઇલેક્ટ્રોન

તેથી તમારી પાસે તે એક છે

તેથી બે છે બે ન્યુક્લિયસ એક ઇલેક્ટ્રોન ઠીક છે

તેથી તમારી પાસે અહીં ઇલેક્ટ્રોન ન્યુક્લિયસ ન્યુક્લિયસ છે

તેથી તે અહીં આકર્ષિત કરી શકે છે આ ઇલેક્ટ્રોન અહીં આકર્ષિત થઈ શકે છે અને તેની વચ્ચે વિકર્ષણ થઈ શકે છે

તેથી તે ત્રણ શરીરની ક્રિયાપ્રતિક્રિયા છે ઠીક છે આ પ્રકારની ક્રિયાપ્રતિક્રિયા માટે સમીકરણો સંકલન સમીકરણ બરાબર ઉકેલી શકાતા નથી

તેથી તે કારણ છે કે આપણે એમ ગો માટે જવું પડશે m માટે આપણે અંદાજિત પદ્ધતિ માટે જવું જોઈએ કે જે ચોક્કસ મૂલ્યોની ખૂબ નજીક હશે

તેથી તે અંદાજિત પદ્ધતિ શું છે એ અણુ ભ્રમણકક્ષાનું અમ રેખીય સંયોજન છે.

અણુ ભ્રમણકક્ષાના આ રેખીય સંયોજન પાછળનો વિચાર આ પ્રોટોટાઇપ પરમાણુનો ઉપયોગ કરીને સમજાવી શકાય છે જેથી તમારી પાસે બે હાઇડ્રોજન અણુ a અને હાઇડ્રોજન અણુ b છે અને એક ઇલેક્ટ્રોન છે જે ઇલેક્ટ્રોન કોઈપણ સમયે આ હાઇડ્રોજન અણુની નજીક હોઈ શકે છે ઠીક છે પછી તમે ઇલેક્ટ્રોનનું વર્ણન કરી શકો છો.

અથવા આ હાઇડ્રોજન અણુના વેવ ફંક્શનનો ઉપયોગ કરીને આખા પરમાણુને હાઇડ્રોજન અણુના વેવ ફંક્શન દ્વારા વર્ણવી શકાય છે, જો તમારી પાસે અમ ટાઇમમાં બીજું હોય તો તમારી પાસે તે ઇલેક્ટ્રોન um આ હાઇડ્રોજન અણુની ખૂબ નજીક હોઈ શકે છે, તો પછી તેનું વર્તન હવે હાઇડ્રોજન અણુ b ના વેવ ફંક્શનનો ઉપયોગ કરીને ઇલેક્ટ્રોનનું વર્ણન કરી શકાય છે

જો તમારી પાસે આ બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે ક્યાંક આ ઇલેક્ટ્રોન હોય તો

તમારી પાસે hb હોય અને આ હાઇડ્રોજન અણુની વચ્ચે ક્યાંક હોય તો આ પરમાણુ વિશે આ પરિસ્થિતિ બરાબર છે તેનો ઉપયોગ કરીને વર્ણન કરી શકાય છે.

um બંને ભ્રમણકક્ષાઓને જોડીને કે જે va અને phi b છે

તેથી psi phi a ખસ અથવા ઓછા phi b

તેથી તેમને સંયોજિત કરીને અથવા OK ના વેવ ફંક્શનને જોડીને હાઇડ્રોજન અણુ a અને અણુ ભ્રમણકક્ષા હાઇડ્રોજન અણુ b ઓકે તમે પરિસ્થિતિનું વર્ણન કરી શકો છો કે જ્યાં ઇલેક્ટ્રોન આ બે પરમાણુની વચ્ચે ક્યાંક રહે છે

તેથી આ પ્રકારના બીજગણિત રકમ ઠીક ફી એ ખસ અથવા માઇનસ ફી બીને અણુનું રેખીય સંયોજન કહેવામાં આવે છે ઓર્બિટલ્સ જેથી તમારી પાસે બે સમીકરણો હોય જેથી તમે લખી શકો

તેથી એક સમીકરણ એ છે કે તમે ફક્ત phi a વત્તા $5 b$ ઉમેરો અન્ય કિસ્સામાં તમે ઉમેરી શકો છો તમે તરંગ સમીકરણો phi a માઇનસ phi b ને બાદ કરી શકો છો જેથી તેને રેખીય સંયોજન કહેવામાં આવે

તેથી રેખીય સંયોજન બે વેવ ફંક્શન બે સમીકરણો આપે છે એક કેસમાં બે વેવ ફંક્શન ઉમેરવામાં આવે છે બીજા કિસ્સામાં વેવ ફંક્શન્સ બાદબાકી કરવામાં આવે છે

તેથી આને કહેવામાં આવે છે

તેથી આ એકનું મિશ્રણ તરંગ ફંક્શન દ્વારા દર્શાવવામાં આવે છે psi બરાબર v va વત્તા phi b બરાબર છે

તેથી આ અણુ છે હાઇડ્રોજન અણુ a આ અણુ હાઇડ્રોજન અણુ તરંગ કાર્ય છે હાઇડ્રોજન અણુ b સંયોજનનું તરંગ કાર્ય psi psi psi દ્વારા દર્શાવવામાં આવે છે

તેથી તેને ફી કહેવામાં આવે છે ફી કહેવાય છે ઓકે હવે આ એક બીજા પીએસઆઈ દ્વારા રજૂ થાય છે જે ફી એ માઇનસ ફી બીની બરાબર છે હવે આ પરિસ્થિતિ છે, કારણ કે ઠીક છે

તેથી બીજું મહત્વનું પરિમાણ ઉમેરવાનું છે તે નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ શું છે જે નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ છે જેનો તમે અભ્યાસ કર્યો હશે

ચર્ચા કરતી વખતે અથવા તમે પરમાણુ માળખા વિશે સારી રીતે અભ્યાસ કર્યો હતો જેથી તમે ઉચ્ચ વર્ગોમાં વધુ અભ્યાસ કરશો હવે પછી ચાલો આપણે તેને નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ તરીકે લઈએ આ આ નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ છે n વેવ ફંક્શનમાં ઉમેરવામાં આવે છે કારણ કે આપણે સાથે શરૂ કરી રહ્યા છીએ અંદાજિત તરંગ વિધેયો

તેથી અમ ચોક્કસ ઉર્જા શું છે તે શોધવા માટે આપણે અંદાજિત સમીકરણ સાથે શરૂ કરી રહ્યા છીએ

તેથી આપણે એક સ્થિરાંક ઉમેરવો પડશે જેને નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ કહેવામાં આવે છે જેથી ઇલેક્ટ્રોન શોધવાનું ઇલેક્ટ્રોન શોધવાની સકારાત્મક સંભાવના છે તે ક્યાંક um 1 છે.

ક્યાંક હોવું જોઈએ

તેથી જ અમે નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ ઉમેરી રહ્યા છીએ કે અત્યારે તમારે આ વિશે ચિંતા કરવાની જરૂર નથી અમે કરી શકીએ છીએ આ નોર્મલાઇઝેશન કોન્સ્ટન્ટ વગર તરંગ સમીકરણ લખો હવે આપણે આ બે સમીકરણો સમજવા પડશે તમારી પાસે psi બરાબર

phi a plus phi b છે અને પછી તમારી પાસે psi બરાબર phi a minus phi b છે આ બે સમીકરણોનો અર્થ શું છે તેથી આપણે આને કોલ કરો જ્યારે આ બે તરંગ કાર્યો ઉમેરવામાં આવે ત્યારે તેને બંધન b કહેવામાં આવે છે જ્યારે આ બે તરંગ કાર્યો સાથે બાદબાકી કરવામાં આવે છે ત્યારે તેને વિરોધી બંધન કહેવામાં આવે છે psi psi a આ psi b આ બે સમીકરણોનો અર્થ

શું છે જે આપણે સ્પષ્ટપણે સમજવું પડશે તો જ તમે સમજી શકો છો કે એક ઉર્જા સ્તર શા માટે ઓછું છે શા માટે એક ઉર્જા સ્તર ઉર્જામાં વધારે છે હવે તમે હાઇડ્રોજન અણુ માટે હાઇડ્રોજન અણુ માટે અભ્યાસ કર્યો છે ઇલેક્ટ્રોન માટે સંભવિત કાર્ય એવું લાગે છે કે

ધારો કે આ હાઇડ્રોજન અણુ છે ઠીક હાઇડ્રોજન અણુ a અને તેની સંભાવના ah ધનતા ફંક્શન તે રીતે આપવામાં આવ્યું છે બરાબર તેથી આ એક સંભાવના ધનતા કાર્ય છે હવે તમારી પાસે અણુ છે તે જ રીતે અણુ a એ અણુ b દ્વારા સંપર્ક કરે છે અને તે a $1s$ o

સમાન ઇલેક્ટ્રોન ડેન્સિટી પ્રોબેબિલિટી ડેન્સિટી ફંક્શન ધરાવે છે

તેથી આ એક અણુ b ઠીક છે જ્યારે તેઓ ભેગા થાય છે જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે ઠીક છે ત્યાં બે સંભવિત રીતો છે કારણ કે ઇલેક્ટ્રોનને તરંગ તરીકે ગણવામાં આવે છે તરંગ હકારાત્મક અને નકારાત્મક બંને ક્ષેત્રો ધરાવે છે

તેથી જ્યારે તમે ભેગા કરો છો બે તરંગોમાં રચનાત્મક હસ્તક્ષેપ તેમજ વિનાશક હસ્તક્ષેપની શક્યતા છે તે શું છે

તેથી જો તમે તરંગ લો તો આ એક તરંગ છે એક તરંગ છે અને એક તરંગ તમે તેના જેવું બીજું તરંગ લો છો તો પરિણામી તરંગ તેના જેવું હોઈ શકે છે

તેથી હા,

તેથી આ એક તરંગ છે આ બીજી તરંગ છે જે તેઓએ ઉમેર્યું છે અને પછી પરિણામી તરંગ ઉચ્ચ કંપનવિસ્તાર ધરાવે છે

તેથી આ પરિણામી છે પરિણામે પરિણામી તરંગ છે

તેથી તેને રચનાત્મક દખલ કહેવાય છે ધારો કે જો તમે આ પ્રકારનું તરંગ લો અને પછી તમારી પાસે આ પ્રકારનું તરંગ છે અને પછી પરિણામી તરંગ તરંગ એક છે તે આના જેવું હશે

તેથી આ પરિણામી એક છે

તેથી તે જ રીતે આ એક તરંગ કાર્ય છે અણુને હાઇડ્રોજન અણુનું વર્ણન કરવું એ અન્ય તરંગ કાર્ય છે જે અન્ય અણુ b નું વર્ણન કરે છે જ્યારે તેઓ ભેગા થાય છે ત્યારે તેઓ દખલ કરી શકે છે તે રચનાત્મક તેમજ વિનાશક રીતે દખલ કરી શકે છે

તેથી તમે લખી શકો છો કે શા માટે ઠીક છે

તેથી va વત્તા vb તેમજ va માઇનસ vb

તેથી જ્યારે ઠીક છે જ્યારે તેઓ બાંધકામ કરે છે જ્યારે તેઓ અમ રચનાત્મક રીતે દખલ કરે છે ત્યારે તે આના જેવું દેખાય છે

તેથી આ અહીં ઇન્ટ્રા ન્યુક્લિયર અક્ષ છે અ અહીં અણુ છે a અહીં હાઇડ્રોજન પરમાણુ છે b ઠીક છે આ ન્યુક્લિયસ છે અને આ ઇન્ટરન્યુક્લિયર અક્ષ છે ઠીક છે

તેથી આ બરાબર છે બીજા કિસ્સામાં પરિસ્થિતિનું વર્ણન કરવાની એક રીત તમારી પાસે આની જેમ હશે તમારી પાસે આના જેવું હશે

તેથી આ એક અણુ છે a આ અણુ b છે

તેથી આ બે ન્યુક્લી વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતાના નિર્માણનું પ્રતિનિધિત્વ કરે છે

તેથી આ તમારી પાસે ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા છે.

જો તમે અહીં પરમાણુ લો તો પહેલા જોયું કે તમારી પાસે ઇલેક્ટ્રોન અને ઘનતાનું બિલ્ડઅપ છે આ ઇલેક્ટ્રોન ડેન્સિટીનું બિલ્ડઅપ છે ઇલેક્ટ્રોન અહીં મેક્સિમા છે પરંતુ અહીં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા એટલી બધી છે કે અણુની આસપાસ છે તેવી જ રીતે તમારી પાસે અણુ b ની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા છે જે આ રીતે દર્શાવવામાં આવે છે

તેથી જ્યારે આ બંનેને જોડવામાં આવે છે ત્યારે તમને આ બરાબર મળી શકે છે જેથી અણુ b માં આ બરાબર હોય અને તેમની વચ્ચે એટલી બધી ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા હોય જેથી આ અહીંથી અહીંથી બરાબર છે બીજી તરફ જો તેઓ આ પ્રકારની પરિસ્થિતિ માટે બરાબર અમમાં હોય તો તેઓ વિનાશક રીતે પણ ભેગા થઈ શકે છે જેથી પરિણામ આના જેવું છે અહીં ન્યુક્લિયસ એ ન્યુક્લિયસ બી અને અંદર તેમની વચ્ચે ઠીક છે

તેથી ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં ઘટાડો છે

તેથી આ ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા

ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં ઘટાડો દર્શાવે છે

તેથી અહીં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં આહ વધારો છે કે બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો અણુ a નું તરંગ કાર્ય અને અણુ b નું તરંગ કાર્ય મજબૂત બને છે તેઓ એકબીજાને મજબૂત બનાવે છે પરિણામે તેમની વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતાનું નિર્માણ થાય છે

તેથી જો ત્યાં ઇલેક્ટ્રોન ઘનતાનું નિર્માણ થાય તો શું થશે જેથી તેનો અર્થ ઇલેક્ટ્રોન આ ન્યુક્લિયસ દ્વારા આકર્ષાય છે તેવી જ રીતે અહીં ઇલેક્ટ્રોન આ ન્યુક્લિયસ દ્વારા આકર્ષાય છે અહીં તમારી વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનનું મિશ્રણ છે આ ન્યુક્લિયસમાંથી ઇલેક્ટ્રોન આ ન્યુક્લિયસમાંથી ઇલેક્ટ્રોન બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો આ અણુના ઇલેક્ટ્રોન ન્યુક્લિયસ દ્વારા આકર્ષાય છે.

આ અણુનો અને તેનાથી વિપરિત જે આ અણુનું ઇલેક્ટ્રોન છે તે આ અણુના ન્યુક્લિયસ દ્વારા આકર્ષાય છે જેથી બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતાનું નિર્માણ થાય તો તે થઈ શકે જેથી આ પ્રકારના આવેખ દ્વારા દર્શાવવામાં આવે જેથી જ્યારે ત્યાં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં ઘટાડો છે ત્યાં m છે

તેથી તમારી પાસે એક ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા ભમ્મર છે ઠીક છે અને પછી તમારી પાસે અહીં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા શૂન્ય છે અહીં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા શૂન્ય છે અને પછી અહીં ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં વધારો છે

તેથી તમે અહીં ન્યુક્લિયસ a વચ્ચે જોઈ શકો છો અને b અને ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં ઘટાડો થાય છે એટલે કે જો બે ન્યુક્લિયસ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા હોય તો ન્યુક્લિયસ અથવા ન્યુક્લિયસ ક્વચિત હોય છે અને તેઓ a જ્યારે તેમની વચ્ચે કોઈ ઇલેક્ટ્રોન b ઘનતા ન હોય ત્યારે તેઓ એકબીજાને વાસ્તવમાં બીજી બાજુએ ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા દૂર કરે છે

તેથી b અહીં તેની પાછળ થોડી ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા છે તે જ રીતે આ ન્યુક્લિયસ પછી ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા છે

તેથી આ ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા પરસ્પર આકર્ષિત થતી નથી.

પરિણામે અહીં બે ન્યુક્લિયસ વચ્ચે એક પ્રતિકૂળતા જોવા મળે છે પરંતુ અહીં અણુઓ એકબીજા તરફ આકર્ષાય છે તે આ શું છે આ પરિસ્થિતિ આ સમીકરણ દ્વારા રજૂ થાય છે

તેથી આ પરિસ્થિતિ શોધાય છે OK આ સમીકરણ દ્વારા વર્ણવવામાં આવે છે બરાબર શું તે સ્પષ્ટ છે

તેથી જ્યારે કોઈ આકર્ષણ હોય ત્યારે આ સિસ્ટમની પરસ્પર આકર્ષણ ઊર્જા ઘટે છે

તેથી તેને બંધન પરિસ્થિતિ કહેવામાં આવે છે જ્યારે ન્યુક્લિયસ ઊર્જા વચ્ચે પ્રતિભાવ વધારે હોય છે

તેથી તે પરિસ્થિતિને એન્ટિબોન્ડિંગ દ્વારા દર્શાવવામાં આવે છે

તેથી આ બંધન પરિસ્થિતિ છે આ બંધન વિરોધી પરિસ્થિતિ છે અને બોન્ડિંગ સિસ્ટમને ઓકે વેવ ફંક્શન એકબીજાને મજબૂત બનાવે છે ઓકે વેવ ફંક્શન ψ_i a અને ψ_i b અહીં એકબીજાને મજબૂત કરે છે va અને vb એકબીજાને રદ કરે છે પરિણામે બે ન્યુક્લી વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતામાં ઘટાડો થાય છે

તેથી આ પરિસ્થિતિ આ વિરોધી બંધનને બંધન કરે છે અને અહીં ઇલેક્ટ્રોન પરસ્પર આકર્ષાય છે અહીં ઇલેક્ટ્રોન પરસ્પર હુમલો કરતા નથી તે વધુ છે.

ઊર્જા

તેથી આ ઊર્જામાં ઓછી છે ઊર્જામાં ઓછી આ ઊર્જામાં ઊંચી છે

તેથી તમે તેના હેઠળ હવે સ્પષ્ટ થઈ શકો છો કે આ બે સમીકરણોનો અર્થ શું છે આ બે સમાન છે હજુ પણ એક આ બે સમીકરણને આ રીતે રેખાકૃતિમાં રજૂ કરી શકે છે જેથી તમારી પાસે એક અણુ એક ઠીક હાઇડ્રોજન પરમાણુ એક બીજા હાઇડ્રોજન અણુ સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે b અને પછી ઊર્જામાં એક ઊર્જા સ્તર નીચું છે બીજી ઊર્જા સ્તર ઊર્જામાં ઊંચું છે આ ઊર્જા સ્તર ઠીક છે અથવા અથવા બે હાઇડ્રોજન અણુ હાઇડ્રોજન અણુ વચ્ચેની ક્રિયાપ્રતિક્રિયાનું પરિણામ છે

તેથી આ એક છે ફી એ વત્તા ફી બી આ એક ફી એ માઇનસ ફી બી છે

તેથી આ એક બોન્ડિંગ છે આ બોન્ડિંગ છે ઠીક છે

તેથી હાઇડ્રોજન અણુ તમારી પાસે એકતા ભ્રમણકક્ષા છે તમારી પાસે એક છે s ભ્રમણકક્ષા કે જે અહીં એકલા કબજામાં છે ત્યાં એક ઇલેક્ટ્રોન છે ત્યાં એક ઇલેક્ટ્રોન છે જે અહીં આપવામાં આવે છે

તેથી આ અણુ ભ્રમણકક્ષા છે ઠીક છે તે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા આપવા માટે જોડવામાં આવે છે

તેથી તેને મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ બોન્ડિંગ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ કહેવામાં આવે છે તમે કહી શકો કે બોન્ડિંગ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ

તેથી આ એક એન્ટિબોન્ડિંગ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ પર કહેવાય છે ઓકે ખાલી m ઓર્બિટલ તમે લખી શકો છો કે આની

સરખામણીમાં તે વધુ ઊર્જા છે હવે તમે અહીં જોઈ શકો છો કે બે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષાઓ બે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષાઓ આપવા માટે

સંયોજિત છે એક નીચી ઊર્જા છે બીજી ઊર્જા ઊંચી છે તો ઠીક છે આ સ્થિતિ બરાબર છે

તેથી આ ઓછી ઊર્જા સાથે આ તરંગ ફંક્શન દ્વારા વર્ણવવામાં આવે છે તરંગ કાર્યના સંયોજન ઉચ્ચ ઊર્જા ભ્રમણકક્ષાનું વર્ણન અણુ ભ્રમણકક્ષાના આ પ્રકારના સંયોજન દ્વારા કરવામાં આવે છે

હવે જો તમે એમ લો છો તો જો તમે હાઇડ્રોજન પરમાણુ પોતે લો છો તો તમારું હાઇડ્રોજન અને હાઇડ્રોજન હાઇડ્રોજન પછી અહીં તે હાઇડ્રોજન પરમાણુ છે પછી આ બે ઇલેક્ટ્રોન સૌથી નીચું ઊર્જા સ્તર રોકશે

તેથી તે બો કરશે $1s$ આ નીચલી ઊર્જા અવસ્થામાં જશે

તેથી નીચલી ઊર્જા મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ એનર્જી લેવલ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ આ ઉચ્ચ એનર્જી ઇલેક્ટ્રોન આ એક પર જશે

તેથી અહીં ઇલેક્ટ્રોન અમ ફિલિંગ અપ એ જ સિદ્ધાંતને અનુસરે છે જે અણુઓના નિર્માણ માટે અણુઓમાં પરમાણુ ભરવા માટે અનુસરવામાં આવે છે.

ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવામાં આવે છે તે સિદ્ધાંતના અડધા ભાગને અનુસરીને, તમારે પોલી એક્સકલુઝન સિદ્ધાંતનું પાલન કરવું પડશે અને જેનો મહત્તમ ગુણાકાર ગુણાકારનો નિયમ છે

તેથી તે સિદ્ધાંતોનો ઉપયોગ કરીને તે જ સિદ્ધાંતો સામાન્ય રીતે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ એનર્જી લેવલ ભરવા માટે પણ અહીં હતા

તેથી અહીં એક ઇલેક્ટ્રોન છે.

અન્ય ઇલેક્ટ્રોન અને બંને ઇલેક્ટ્રોન એક સ્તર પર જશે તેની ઊર્જા ઓછી ઊર્જા છે

તેથી તે બંને આ સ્તર પર આવશે જે બોન્ડિંગ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ છે તેઓ અહીં નહીં જાય ઠીક છે

તેથી આ સ્તર અને આ સ્તર વચ્ચેનો તફાવત છે ડેલ્ટા ઇ તે બોન્ડ એનર્જી ડેલ્ટા છે e એ બે હાઇડ્રોજનની બોન્ડ એનર્જી બોન્ડ

એનર્જી છે અને બે હાઇડ્રોજન અણુ વચ્ચેના બોન્ડની બોન્ડ એનર્જી છે

તેથી જ્યારે બે હાઇડ્રોજન અણુઓ જોડવામાં આવે છે ત્યારે આ પ્રકાશીત ઊર્જાની માત્રા છે જે આપણે ઇલેક્ટ્રોસ્ટેટિક પોટેન્શિયલ

મોડલ એનર્જી મોડલના સંદર્ભમાં જોયેલી છે અમે જોયું છે કે વેલેન્સ બોન્ડ થિયરીના કિસ્સામાં,

તેથી અહીં ફરીથી તેટલી જ ઊર્જા મુક્તિની ગણતરી કરી શકાય છે.

મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ પદ્ધતિ દ્વારા

તેથી અમ ઓકે હવે આપણે જે કર્યું છે તે અણુ ભ્રમણકક્ષાનું સંયોજન છે તે અણુ ભ્રમણકક્ષા શું છે તે અણુ ભ્રમણકક્ષાઓ વિવિધ અણુઓમાંથી છે, વેલેન્સ બોન્ડ થિયરી પદ્ધતિમાં અણુ ભ્રમણકક્ષાઓનું સંયોજન છે જેનો ઉપયોગ કરીને એક જ અણુમાં હાજર છે

પરંતુ પરમાણુ ભ્રમણકક્ષાના સિદ્ધાંતમાં અણુ ભ્રમણકક્ષાઓ વિવિધ અણુઓમાંથી જોડવામાં આવે છે જે એક તફાવત છે અને પછી તમારી પાસે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષાનું ઊર્જા સ્તર છે જે આ ભ્રમણકક્ષાને સિગ્મા સિગ્મા ઓર્બિટલ કહેવાય છે આ ભ્રમણકક્ષાને વિરોધી

બંધનનું પ્રતિનિધિત્વ કરવા માટે સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ કહેવામાં આવે છે.

તમારી પાસે સિગ્મા ઓર્બિટલ સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ છે પછી તમારી પાસે π ઓર્બિટલ π સ્ટાર ઓર્બિટલ છે અને પછી તમારી પાસે ડેલ્ટા છે એક ઓર્બિટલ્સ ઠીક છે તમે જોઈ શકો છો કે તમે જોઈ શકતા નથી

તેથી તમારી પાસે $1s$ $2s$ $2p$ જેવા છે જેમ કે તમારી પાસે સિગ્મા સિગ્મા સ્ટાર π π સ્ટાર મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ

પરમાણુઓમાં છે

તેથી બરાબર પૌલીના બાકાતને અનુસરીને તેમના ઊર્જા સ્તરો ભરવામાં આવે છે

હાઇડ્રોજન અણુની રચના માટે હવે મહત્તમ ગુણાકારનો સિદ્ધાંત અને હૂન્સ નિયમ છે

તેથી તમે આ રેખાકૃતિ માટે સંયોજિત કર્યું છે, તમારી પાસે અણુની એકતા ભ્રમણકક્ષા છે ઠીક છે એક હાઇડ્રોજન અણુની એકતા

ભ્રમણકક્ષા બીજા હાઇડ્રોજન અણુની એકતા ભ્રમણકક્ષા સાથે સિગ્મા ઓર્બિટલ આપવા માટે આ ન્યુક્લિયસ બીજી બીજક છે અને તે દરેક જગ્યાએ સકારાત્મક છે તે સકારાત્મક છે તરંગ કાર્યનું તરંગ ચિહ્ન હકારાત્મક છે

તેથી તેને સિગ્મા ઓર્બિટલ કહેવામાં આવે છે જે ઇન્ટરન્યુક્લિયર અક્ષ વિશે નળાકાર રૂપે સપ્રમાણતા ધરાવે છે

તેથી આ એક સંયોજન છે બીજું સંયોજન ફી માઇનસ ફી બી છે

તેથી તમારી પાસે તમારું અણુ ભ્રમણકક્ષા છે હાઇડ્રોજન પરમાણુ ઓછા અણુ ભ્રમણકક્ષા અન્ય હાઇડ્રોજન અણુ એક ઓર્બિટલ અને

પછી તેઓ આ પ્રકારની પરિસ્થિતિ આપે છે અને તમારે ન્યુક્લિયસ આ સરહદની ખૂબ નજીક છે આ સરહદની ખૂબ નજીક બરાબર

જેથી તેઓ એકબીજાને ભગાડે ત્યાં આ બે મધ્યવર્તી કેન્દ્ર વચ્ચેના બે ન્યુક્લી વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતાનું કોઈ નિર્માણ થતું નથી

તેથી ત્યાં નોડ નોડ એટલે એક પ્લેન જ્યાં ઇલેક્ટ્રોન શૂન્ય છે

તેથી આ નોડ કહેવાય છે ત્યાં એક નોડ છે

તેથી બોલિંગ વિરોધી બોલિંગ ઓર્બિટલ્સ પાસે એક વધારાનો નોડ છે

તેથી જે થઈ રહ્યું છે તે છે

તેથી અહીં કોઈ નોડ નથી ત્યાં એક નોડ છે

તેથી નોડનો અર્થ એ છે કે તે પ્રદેશમાં ઇલેક્ટ્રોન શોધવાનું શૂન્ય છે

તેથી ન્યુક્લિયસ એ ન્યુક્લિયસ b તેઓ એકબીજાને ભગાડે છે તો તમારે ચિહ્ન આપવું પડશે કે આ છે વત્તા આ માઈનસ છે જે તરંગ કાર્યની નિશાની છે

તેથી આને સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ કહેવામાં આવે છે

તેથી આના પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા આહ આ પ્રકારનું આ પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા જેવું લાગે છે આ એક બરાબર દેખાય છે

તેથી કારણ કે આ મધ્યવર્તી કેન્દ્ર એકબીજાને લહેરાવે છે આ ભ્રમણકક્ષાની ઉર્જા વધારે છે

તેથી જ ફાળો આપતા પિત્તુ અણુઓની તુલના કરો તો તે કેટલું ઘટ્યું છે તેટલું inc છે રિઝ

તેથી કુલ ઊર્જા સમાન રહે છે

તેથી ઊર્જામાં આટલો ઘટાડો થાય છે તે જ સ્તરમાં વધારો શક્ય છે જો બે હાઇડ્રોજન અણુ બે પરમાણુ એકસરખા હોય તો તે અલગ

હોય તો એવું નહીં થાય કે આપણે છીએ આપણે પછી જોઈશું અથવા તમે હશો ઉચ્ચ વર્ગોનો અભ્યાસ કરીએ છીએ

તેથી આપણે સિગ્મા ઓર્બિટલની રચના જોઈ છે જે બોલિંગ મોલેક્યુલ ઓર્બિટલ સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ છે જે એકતા ઓર્બિટલને

જોડીને બંધન વિરોધી ઓર્બિટલ છે તેઓને આ રીતે જોડી શકાય છે

તેથી આ s વત્તા s છે આ હા માઈનસ s છે

તેથી બે છે કોમ્બિનેશન લીનિયર કોમ્બિનેશન s વત્તા ss માઈનસ a કારણ કે આ એક વેવ ફંક્શનના બે ઓર્બિટલ આ બીજા વેવ

ફંક્શનને લીનિયર કોમ્બિનેશન મેથડ દ્વારા ઓકેમાં જોડીને આ વેવ ફંક્શન આપી શકે છે અને પછી આ વેવ ફંક્શન જે છે અને એનર્જી

લેવલ આ પ્રમાણે છે હવે તમે સિગ્મા બોન્ડ બનાવવા માટે p ઓર્બિટલને પણ જોડી શકો છો જેથી તમારી પાસે અમ જેવા અમ

વનનેસ ઓર્બિટલ છે તમારી પાસે બે p ઓર્બિટલ છે ચાલો આપણે કહીએ કે બે zp_z ઓર્બિટલ $2 p_z$ ઓર્બિટલ જે એકબીજા સાથે

જોડાઈ શકે છે p_z ઓર્બિટલના બીજા ભાગ સાથે કાર્ય કરો કારણ કે તેનું ઉર્જા સ્તર લગભગ આ ભ્રમણકક્ષા જેવું જ છે ઠીક છે,

તેથી અણુ ભ્રમણકક્ષાનું સંયોજન માત્ર ત્યારે જ શક્ય છે જો તેમની પાસે નીચેની શરતો હોય ઉદાહરણ તરીકે અણુ ભ્રમણકક્ષાના

સંયોજન માટે તેમની પાસે સમાન અથવા લગભગ um હોવી જોઈએ.

સમાન ઉર્જા લગભગ સમાન ઉર્જા અથવા સમાન ઉર્જા પછી જ તેઓ જોડી શકે છે બીજી મહત્વની શરત એ છે કે તેમની પાસે સમાન

સમપ્રમાણતા બરાબર હોવી જોઈએ

તેથી એકતા ભ્રમણકક્ષા એકતા સાથે જોડી શકે છે ભ્રમણકક્ષા એકતા ભ્રમણકક્ષાને જોડી શકાતી નથી ઠીક બે s ભ્રમણકક્ષા સાથે

જોડી શકાતી નથી કારણ કે બે ઓર્બિટલ વધુ છે એકના ભ્રમણકક્ષાની સરખામણીમાં ઊર્જા તેઓ ભેગા કરી શકતા નથી

તેથી આ બે ભ્રમણકક્ષા એક પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા આપવા માટે ભેગા થઈ શકે છે જો કે તેમની પાસે સમાન ઉર્જા હોય અથવા લગભગ

એકબીજાની સમાન હોય પરંતુ તમે એકતા ભ્રમણકક્ષાને $2s$ ઓર્બિટલ સાથે જોડી શકતા નથી કારણ કે $2s$ ભ્રમણકક્ષા ઉચ્ચ ઊર્જા

છે

તેથી જ્યારે તેઓ એટલા ભિન્ન છે કે તેઓ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ ઓકે આપવા માટે ભેગા કરી શકતા નથી

તેથી ઊર્જા સમાન હોવી જોઈએ ઉર્જા

લગભગ સમાન હોવી જોઈએ લગભગ સમાન બીજી એક સમપ્રમાણતા સમાન હોવી જોઈએ ઉદાહરણ તરીકે px એ p સાથે જોડાઈ

શકે છે બીજું $pxpx$ જોડાઈ શકતું નથી ઠીક $px p_z$ ઓર્બિટલ સાથે જોડાઈ શકતું નથી આ બરાબર જોડાઈ શકતું નથી કારણ કે

સમપ્રમાણતા અલગ છે તેઓ કરી શકતા નથી ઓવરલેપ કરો કારણ કે px એ x અક્ષની સાથે છે p_z એ z અક્ષની સાથે છે

તેથી તેઓ આવી શકતા નથી સમપ્રમાણતા અલગ છે

તેથી તેઓ ભેગા થઈ શકતા નથી

તેથી અણુ ભ્રમણકક્ષાના સંયોજન માટે સમપ્રમાણતા સમાન હોવી જોઈએ સંયુક્ત અણુ ભ્રમણકક્ષા માટે લગભગ સમાન હોવી જોઈએ

અને પછી ત્રીજા એક શું તેઓ ખૂબ જ અસરકારક રીતે ઓવરલેપ થવું જોઈએ જેમ કે અમ બોલિંગ ઓકે બોલિંગ વધુ મજબૂત છે

તેથી ઓવરલેપ બરાબર હોવું જોઈએ તે વધારે હોવું જોઈએ તે વધુ સારી રીતે ઓવરલેપ કરવું જોઈએ નહીં તો કોઈ બોન્ડ નિર્માણ થશે

નહીં કારણ કે ઓવરલેપ વધુ પડતા બોન્ડની મજબૂતાઈ સાથે સંબંધિત છે બોન્ડની મજબૂતાઈ જેથી તેઓ ઓવરલેપ થાય

તેથી આ ત્રણ સ્થિતિઓ અણુ ભ્રમણકક્ષાના સંયોજન માટે હોવી જોઈએ $a1$ એ પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા રચે છે જેથી તમે સંયોજિત કરી

શકો

તેથી અમે જે જોયું છે તે બોનસ ઓર્બિટલનું અન્ય એકતા ભ્રમણકક્ષા સાથેનું સંયોજન છે હવે અમે p ઓર્બિટલનું અન્ય p ઓર્બિટલ

સાથે સંયોજન જોઈ રહ્યા છીએ

તેથી જો તમે p_z ઓર્બિટલને um અક્ષ તરીકે લો જ્યાં ઇન્ટરન્યુક્લિયર અક્ષ ઇન્ટરન્યુક્લિયર ઇન્ટરન્યુક્લિયર અક્ષ તરીકે પછી તમે આ

પ્રકારનો ક્રિયાપ્રતિક્રિયા રેખાકૃતિ દોરી શકો છો જેથી પીસી ઓર્બિટલ બે પીસી ઓર્બિટલ સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે તો તમારી પાસે એક

ઉર્જા સ્તર નીચલી ઉર્જા બીજી એક ઉચ્ચ ઉર્જા હશે જે આ પ્રકારના ઓકે ડાયાગ્રામ દ્વારા જોડાયેલ છે

તેથી આ ડોટેડ રેખાઓ અથવા નક્કર રેખા તમે દોરી શકો છો તે બરાબર આ બે ભ્રમણકક્ષાઓ વચ્ચેની ક્રિયાપ્રતિક્રિયાને રજૂ કરે છે

ક્રિયાપ્રતિક્રિયા પછી બે ઉર્જા સ્તરો રચાય છે જેથી તેઓ એકબીજાને જોડી શકે કારણ કે સમપ્રમાણતા સમાન હોય છે અને ઊર્જા સમાન

હોય છે અને તે હેડ-ઓન ઓવરલેપ દ્વારા પણ ઓવરલેપ થઈ શકે છે જે આપણે જોયું છે.

ગઈકાલે અમ

તેથી તમે આ રીતે પીસી ઓર્બિટલના ઓવરલેપનું વર્ણન કરી શકો છો જો તમે અણુ લો છો જેમાં p_z ઓર્બિટલ હોય તો આ

ન્યુક્લિયસ p છે ઓસિટીવ આ ઋણ છે જે તરંગ કાર્યની સાઈન છે અન્ય p ભ્રમણકક્ષા સાથે જોડાય છે આ ન્યુક્લિયસ આ હકારાત્મક નકારાત્મક છે

તેથી આ p વત્તા p છે આ પ્રકારનું સિગ્મા ઓર્બિટલ આપણે આ હકારાત્મક નકારાત્મક છે આ નકારાત્મક છે

તેથી એક નોડ છે બે ગાંઠો છે અહીં બે ગાંઠો છે

તેથી આ p ઓર્બિટલ દ્વારા રચાયેલ સિગ્મા ઓર્બિટલ સિગ્મા ઓર્બિટલ છે

તેથી સિગ્મા ઓર્બિટલ અનુરૂપ એન્ટેના ઓકે કેટલાક એન્ટિબોન્ડિંગ ઓર્બિટલને આ રીતે રજૂ કરવામાં આવે છે આ p માઈનસ p આના જેવું હશે

તેથી આ માઈનસ વત્તા ઓછા વત્તા છે અને ત્યાં આ ગાંઠો છે

તેથી તમે જોઈ શકો છો કે સિગ્મા ઓર્બિટલની સરખામણીમાં આ સિગ્મા સ્ટાર બીટા છે જે pr બીટા દ્વારા રચાયેલ એન્ટિ-બોન્ડિંગ ઓર્બિટલ છે

તેથી એન્ટિબોન્ડિંગ ઓર્બિટલમાં બોન્ડિંગ ઓર્બિટલની તુલનામાં એક વધારાનો નોડ છે જે અહીં ત્રણ છે બે અહીં

તેથી ત્યાં એક વધારાનો નોડ છે

તેથી આ એક સિગ્મા ઓર્બિટલ છે જે p ઓર્બિટલ એન્ટિબોન્ડિંગ દ્વારા રચાય છે ઓર્બિટલ સિગ્મા સ્ટાર બીટા p ઓર્બિટલ દ્વારા તે જ રીતે રચાય છે

તેથી આપણે સંયોજન જોયું છે ss પ્લસ ss માઈનસ spz માઈનસ pz તેમજ pz માઈનસ પ્લસ ઓકે pr બીટા ppc ઓર્બિટલના બંને સામાન્ય રેખીય સંયોજન હવે px અને અથવા py વિશે શું તેઓ પાંચ બનાવવા માટે લગભગ સમાન છે

તેથી px આપણે જોયું છે px ભેગા થઈ શકે છે અન્ય pypx અથવા py અથવા py plus py સાથે ok pi બોન્ડ આપી શકે છે અથવા py plus py pi બોન્ડ આપી શકે છે ચાલો આપણે જોઈએ કે તેઓ કેવા દેખાય છે

તેથી જો તમે આ apx ઓર્બિટલ અથવા py ઓર્બિટલ px અથવા py ઓકે લો તો આ pxrpy છે અને પછી બે ઉર્જા સ્તરો રચાય છે બે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા રચાય છે આ અણુ ભ્રમણકક્ષા છે અથવા એક અણુ આ અણુ કાર્બન ભ્રમણકક્ષા બીજા અણુનું અણુ કાર્બન ભ્રમણકક્ષા બે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ આપે છે

તેથી આ એક પાઈ બોન્ડ છે જે અમ પેરેન્ટ અણુઓ સાથે જોડાયેલ છે આ પાઈ સ્ટાર જેવો છે સિગ્મા સ્ટાર તમારી પાસે અહીં pi pi સ્ટાર છે

તેથી આ એક pi ઓર્બિટલ છે જે px અથવા py ઓર્બિટલ દ્વારા રચાય છે તે કેવા દેખાય છે જો તમે લો કે આ ઇન્ટર ન્યુક્લિયર એક્સિસ અણુ છે અને આમાં apx ઓર્બિટલ આ વત્તા આ ઓછા pxr છે py ઓકે પછી બીજા પરમાણુ b સાથે સંયોજિત કરો ઠીક છે તેનું ભ્રમણકક્ષા px ઓર્બિટલ છે આ એક વત્તા ઓછા બરાબર છે આ એક ન્યુક્લિયસ છે આ a આ b આ ઇન્ટર ન્યુક્લિયસ આપી શકે છે આ ન્યુક્લિયસની ટોચ પર ન્યુક્લિયસ છે ટોચ પર ઇલેક્ટ્રોનનો વાદળ છે આ સમતલની નીચે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતાનો બીજો વાદળ છે

તેથી આ ઘન છે આ નકારાત્મક

તેથી તે ત્યાં તરંગ કાર્યની નિશાની છે

તેથી આંતર પરમાણુ અક્ષ સાથે એક નોડ છે જો તમે ભ્રમણકક્ષાને વિપરીતમાં જોડી દો તો આ એક px છે પ્લસ px હવે તમે બીજું સંયોજન લો p આ એક આ પ્લસ માઈનસ px rpy માઈનસ ન્યુક્લિયસ b છે જેમાં apax ઓર્બિટલ છે પ્લસ આ માઈનસ આ px ઓર્બિટલ આ રીતે આપી શકે છે આ ઇન્ટર ન્યુક્લિયસ અક્ષ આ અણુ ન્યુક્લિયસ છે અને પછી તમારી પાસે તે જેવું છે જે ત્યાં છે તમારી પાસે તે જેવું છે કે હવે કેટલા ગાંઠો છે ત્યાં આંતરિક અક્ષ સાથે એક નોડ છે તેમજ આંતર પરમાણુ ધરીની લંબ સાથે એક નોડ છે જેથી વધારાના નોડ ત્યાં હાજર છે

તેથી આ કહેવામાં આવે છે

તેથી આ વત્તા ઓછા વત્તા ઓછા છે

તેથી આને pi સ્ટાર ઓર્બિટલ કહેવામાં આવે છે આને pi ઓર્બિટલ કહેવાય છે ઓકે

આ બે અણુઓ દ્વારા રચાયેલા પ્લેનની ઉપરના આ પ્લેન ઉપર ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા ધરાવે છે અને ત્યાં ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા છે તે પ્લેન નીચે ઠીક છે, અહીં તમારી પાસે ન્યુક્લિયસ ઇલેક્ટ્રોનની ઘનતા વચ્ચે અમ ન્યુક્લિયસ છે

તેથી તેઓ એકબીજાને ભગાડે છે

તેથી સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ પી સ્ટાર બીટા જેવી ઉચ્ચતમ ઉર્જા ઊર્જામાં વધુ છે

તેથી આ પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા pi pi સ્ટાર સિગ્મા સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ છે.

હવે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરી પરથી આપણે પરમાણુઓની સ્થિરતા વિશે વાત કરી શકીએ છીએ કે

આયન બોન્ડિંગ ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તેમજ જો તમે હાઇડ્રોજન લો છો તો એન્ટિબોન્ડિંગ ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના આધારે સ્થિરતા શૂન્ય હોઈ શકે છે.

પરમાણુ જેથી તમારી પાસે હાઇડ્રોજન પરમાણુ હોય જેમાં હાઇડ્રોજન અણુ b સાથે સંયોજનમાં અણુ હોય અને આ એક પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા છે તેમાં એક ઇલેક્ટ્રોન i હોય છે t પાસે એક ઇલેક્ટ્રોન છે બંને ઇલેક્ટ્રોન

તેથી ઓછી ઉર્જા પર જાય છે સિગ્મા ઓર્બિટલ આ સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ છે ઠીક છે હવે આપણે હાઇડ્રોજન પરમાણુની સ્થિરતા વિશે વાત કરી શકીએ છીએ આપણે જાણીએ છીએ કે તે ખૂબ જ સ્થિર છે કારણ કે ઠીક છે કારણ કે બંને વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોનની જોડી છે હાઇડ્રોજન અણુઓ કે જે ઇલેક્ટ્રોનને જોડી બનાવે છે તે સિગ્મા ઓર્બિટલમાં સિગ્મા સ્ટાર સિગ્મામાં સ્થિત છે

તેથી જો તમે આને બોન્ડિંગ બોન્ડ ઇલેક્ટ્રોન તરીકે ધ્યાનમાં લો તો ok ની સંખ્યા nb તરીકે બરાબર છે

તેથી

બોલિંગ ઓર્બિટલમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બરાબર nb સમાન છે.

એન્ટિબોલિંગમાં ઇલેક્ટ્રોનને na તરીકે લેવામાં આવે છે અને

પછી આપણે બોન્ડ ઓર્ડર નામના ખ્યાલનો ઉપયોગ કરીને પરમાણુની સ્થિરતા વિશે વાત કરી શકીએ છીએ

બોન્ડ ઓર્ડર એ અણુઓ વચ્ચેના બોન્ડની ગુણાકાર છે

તેથી બોન્ડ ઓર્ડર બે વડે ભાગ્યા માત્ર તફાવત સમાન છે

તેથી બોલિંગ ઓર્બિટલ બોલિંગ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાં એન્ટિબોલિંગ મોલેક્યુલર

ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને બે વડે ભાગ્યા જેથી આ બોન્ડ ઓર્ડર આપણે પરમાણુઓની સ્થિરતા વિશે વાત કરી શકીએ

છીએ બોન્ડ ઓર્ડર સ્થિર પરમાણુઓ માટે હકારાત્મક હોવો જોઈએ

તેથી b ઠીક છે

તેથી આ એક બોન્ડ ઉમેરનાર છે બોન્ડ ઓર્ડર બરાબર પોઝિટિવ હોવો જોઈએ તો માત્ર પરમાણુ સ્થિર હોઈ શકે છે સ્થિર પરમાણુ

જો બોન્ડ ઓર્ડર શૂન્ય હોય કે ઋણ આ અસ્થિર જો શૂન્ય પરમાણુ સમાન બોન્ડ ઓર્ડર અસ્થિર હોય તો

પરમાણુ અસ્થિર છે

તેથી તેમાંથી આપણે કહી શકીએ કે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષામાંથી આપણે શું કહી શકીએ કે શું પરમાણુ છે તે આપણે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા

રેખાકૃતિ દોરી શકીએ છીએ અથવા આ પ્રકારનું મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ ડાયાગ્રામ અને પછી આપણે

બોલિંગ ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જોઈને પરમાણુની સ્થિરતા વિશે વાત કરી શકીએ છીએ અને પછી બોન્ડ ઓર્ડર

નામના કોન્સેપ્ટનો ઉપયોગ કરીને ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા એન્ટિબોલિંગ ઓર્બિટલ રજૂ કરે છે.

બોન્ડ અથવા બોન્ડ ઓર્ડર એક હોઈ શકે છે બરાબર બોન્ડ ઓર્ડર એક સમાન હોઈ શકે છે તેનો અર્થ એ કે તે સિંગલ બોન્ડ છે જો તે

બે છે તો તે ડબલ બોન્ડ છે જો તે ત્રણ છે રિપલ બોન્ડ અને

તેથી વધુ અને

તેથી વધુ જેથી આપણે બોન્ડ ઓર્ડરને તે પરમાણુની સ્થિરતા વધુ ઊંચી કરી શકીએ, ઠીક છે,

તેથી બોન્ડ સેન્સર છે ત્યાં બોન્ડ ઓર્ડર અને બોન્ડની લંબાઈ વચ્ચે સંબંધ છે જ્યારે બોન્ડ ઓર્ડર ટૂંકો બોન્ડ લંબાઈ જ્યારે તમે સિંગલ

બોન્ડ અને ટ્રિપલ બોન્ડ વચ્ચેના બોન્ડ ડિસ્ટન્સની સરખામણી કરો સિંગલ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ એ જ અણુઓ માટે સમાન પરમાણુ માટે

હંમેશા વધારે હોય છે અથવા સિંગલ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ ડબલ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ કરતાં લાંબુ હોય છે અથવા ટ્રિપલ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ બોન્ડ ક્રમ

વધારે હોય છે એટલે બહુવિધ બોન્ડ્સ એકલ બોન્ડના અંતરની સરખામણીમાં બહુવિધ બોન્ડ ડિસ્ટન્સ ઓછા છે હવે હાઇડ્રોજન

પરમાણુ માટે ચાલો આપણે બોન્ડ ઓર્ડરની ગણતરી કરીએ

તેથી હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટે બોન્ડ ઓર્ડર બોલિંગ ઓર્બિટલમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલો બોન્ડ ઓર્ડર ઇલેક્ટ્રોનની

હાજરીની બે ઓછા સંખ્યા છે હેન્ડી બોલિંગ ઓર્બિટલ શૂન્ય બે વડે ભાગીએ તો

તે બોલિંગમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને એન્ટિબ વચ્ચેનો તફાવત માત્ર અડધો છે.

ઓર્બિટલ ઇલેક્ટ્રોન

તેથી બે બરાબર શૂન્ય બરાબર એક છે

તેથી ઓકે માટે બોન્ડ ઓર્ડર એક છે

તેથી જ બે હાઇડ્રોજન અણુઓ વચ્ચે એક જ બોન્ડ હાજર છે

તેથી બોન્ડ ક્રમ એક છે પરમાણુ સ્થિર છે બરાબર

તેથી સ્થિર પરમાણુ સ્થિર છે ચાલો હવે ચાલો જોઈએ કે હાઇડ્રોજન પછી તમારી પાસે હિલીયમ છે કે તે સ્થિર છે કે નહીં તે ઇલેક્ટ્રોનિક

રૂપરેખામાંથી જોઈએ કે તમારી પાસે હિલીયમ અણુ માટે એકતા ભ્રમણકક્ષા છે તે એકતા ભ્રમણકક્ષા છે જે સંપૂર્ણ રીતે ત્યાં બે

ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી બીજો હિલીયમ અણુ તમારી પાસે એકતા ભ્રમણકક્ષા છે તેમાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી તેઓ ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે અને બે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ બનાવે છે જે આ રીતે રજૂ થાય છે ઠીક છે હવે આ હાઇડ્રોજન આ

હિલીયમ પરમાણુમાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે તેવી જ રીતે આ હિલીયમ પરમાણુમાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે

તેથી આપણે પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા ભરવાની છે

તેથી તમારે નીચલા ઉર્જા સ્તરથી આહ સાથે શરૂઆત કરવી પડશે

તેથી આ બંને ઇલેક્ટ્રોનનું નીચું ઉર્જા સ્તર છે

તેથી કારણ કે અણુ ભ્રમણકક્ષાની જેમ મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ કેન અલ્સ o માત્ર બે ઇલેક્ટ્રોનને સમાયોજિત કરો અને સ્પિન

એકબીજાની વિરુદ્ધ હોવા જોઈએ જે પોલી એક્સક્લુઝન સિદ્ધાંત છે સમાન સિદ્ધાંતો સામાન્ય રીતે અહીં સુપર મેક્સ મહત્તમ

મલ્ટીપ્લીસીટી પોલી એક્સક્લુઝન સિદ્ધાંત છે પછી બીજા બે વધુ ઇલેક્ટ્રોન એન્ટી બોલિંગ ઓર્બિટલમાં જશે

તેથી આ બોલિંગ સિગ્મા ઓર્બિટલ આ એન્ટી બોલિંગ છે.

સિગ્મા ઓકે આ સિગ્મા છે આ સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ છે

તેથી પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન પરત સિગ્મા વનનેસ ઓર્બિટલ બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતું સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ વનનેસ ઓર્બિટલ

દ્વારા રચાયેલ બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે જે $he2$ માટે મોલેક્યુલર ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે હવે બોન્ડ ઓર્ડર જો તમે સંખ્યાની બરાબર

એક ઓર્ડરની ગણતરી કરો છો ઇલેક્ટ્રોનનું બંધન રજૂ કરે છે, એન્ટિબોલિંગમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની બે બાદબાકી સંખ્યા બે ભાગાકાર બે

બરાબર શૂન્ય બરાબર છે જેથી તે કહે છે કે બે હિલીયમ અણુ વચ્ચે કોઈ બોન્ડ નથી

તેથી હિલીયમ અસ્થિર છે અસ્થિર છે ઠીક છે તેનો અર્થ એ છે કે તે અસ્તિત્વમાં નથી તે છે સાચું ઉત્તમ રીતે જાણવા મળ્યું કે તે

અસ્તિત્વમાં નથી

તેથી ત્યાં નથી વિશ્વમાં $he2$ પરમાણુ છે

તેથી બે હિલિયમ અણુઓ વચ્ચે કોઈ બોન્ડ નથી
તેથી આપણે તે કેવી રીતે કરી શકીએ
તેથી આ એક મોલેક્યુલર ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખા છે યાવો આપણે હિલિયમ પછી બીજો પરમાણુ જોઈએ તમારી પાસે વિથિયમ $1i\ 2$
છે યાવો જોઈએ કે તે સ્થિર છે કે નહીં.
વિથિયમ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનમાં $1s\ 2\ 2s\ 1$ છે.

તેથી આપણે બે અણુ ભ્રમણકક્ષા એકતા ભ્રમણકક્ષા બે s ભ્રમણકક્ષાને જોડવાનું છે તો યાવો આપણે અહીંથી શરૂ કરીએ ઠીક છે
તેથી અહીં તમારી પાસે એક હિલિયમ અણુની એકતા ભ્રમણકક્ષા છે અને બીજો હિલિયમ અણુની ભ્રમણકક્ષા છે.

અને પછી તમારી પાસે તેમની વચ્ચે એક પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા રચાય છે
તેથી હંમેશા યાદ રાખો કે જેમ જેમ તમે ઉપર જાઓ તેમ તેમ ઉર્જા વધે છે
તેથી ઉર્જા વધે છે તો તમારી પાસે $um\ 2s$ ઓર્બિટલ છે અહીં $2s$ ઓર્બિટલ છે અને સિગ્મા બોન્ડ છે ત્યાં એક હેન્ડી બોન્ડિંગ
ઓર્બિટલ છે અને ક્રિયાપ્રતિક્રિયા બતાવવામાં આવી છે.

ડોટેડ લાઇન તરીકે અને પછી આપણે કરવું પડશે
તેથી આ એક વિથિયમ અણુ છે આ બીજો વિથિયમ પરમાણુ છે તમારી પાસે અહીં $1i\ 2$ પરમાણુ તેમની વચ્ચે રચાયેલ છે આહ હવે
તેમાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે અહીં બે ઇલેક્ટ્રોન અહીં બંને વાઇ.

11 અહીં જાવ બીજા બે અહીં જશે હવે જો તમે જોશો કે અહીં એક ઇલેક્ટ્રોન છે એક ઇલેક્ટ્રોન અહીં એક ઇલેક્ટ્રોન છે તો બંને
આયન બોન્ડિંગ મોલેક્યુલ કેપિટલમાં જશે

તેથી આ સિગ્મા સિગ્મા સ્ટાર છે આ સિગ્મા સિગ્મા સ્ટાર છે મોલેક્યુલર ઇલેક્ટ્રોનિક કન્ફિગરેશન એ સિગ્મા ઓર્બિટલ છે જે એકનેસ
ઓર્બિટલ દ્વારા રચાય છે જેમાં બે ઇલેક્ટ્રોન હોય છે પછી સિગ્મા સ્ટાર ઓર્બિટલ બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા એકતા ઓર્બિટલ દ્વારા રચાય
છે અને પછી તમારી પાસે બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી બે s ઓર્બિટલ દ્વારા રચાયેલી સિગ્મા ઓર્બિટલ હોય છે જેથી કુલ છ ઇલેક્ટ્રોન હોય
કારણ કે બે વિથિયમ અણુ એક વિથિયમ અણુ ત્રણ ઇલેક્ટ્રોનને ટોટમાં જોડવામાં આવે છે પછી $1i$ બે છ ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે
તેથી બે વત્તા બે વત્તા બે છ ઇલેક્ટ્રોન પરમાણુઓ બનાવ્યા પછી ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન છે ઠીક છે મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ્સ
બનાવ્યા પછી પરમાણુ ભ્રમણકક્ષાની સંખ્યા સમાન હશે હવે તમે જોઈ શકો છો કે હવે કેવી રીતે ગણતરી કરવી તે આપણે શોધવાનું છે
કે તે સ્થિર છે કે ઠીક નથી આ બંધન વિરોધી બોન્ડી દ્વારા રદ કરવામાં આવ્યું છે.

આમાંથી બે ઇલેક્ટ્રોન એન્ટિબોન્ડિંગમાં હાજર અન્ય બે ઇલેક્ટ્રોન દ્વારા રદ કરવામાં આવે છે હવે અહીં બોન્ડ ઓર્ડર બરાબર છે
તેથી તમારે અહીં કામ કરવું પડશે અહીં બોન્ડિંગમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોનની બે બાદબાકી સંખ્યા છે અને બોન્ડિંગ શૂન્ય વડે
ભાગ્યા છે બે એક સમાન

તેથી એલોય બે વિથિયમ અણુઓ વચ્ચે એક બોન્ડ છે એક બોન્ડ રચાય છે

તેથી તે સ્થિર છે

તેથી જ્યાં સુધી મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરી સંબંધિત છે ત્યાં સુધી આપણે અણુઓ વચ્ચેના બંધન વિશે વાત કરી શકીએ છીએ
આભાર