રાસાયણિક બંધન અને આણ્વિય રચના

1.1 પ્રસ્તાવના

1.2 રાસાયણિક બંધનનો કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ

1.3 આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ (લૂઈસ-બંધારણ સહિત), બંધલંબાઈ, બંધકોણ, બંધ ઊર્જા, બંધ ક્રમાંક અને તેનો ખ્યાલ, બોર્ન-હેબર ચક્ર

1.4 સંસ્પંદન બંધારણો

1.5 અણુઓની ભૌમિતિક રચના

1.6 VSEPR સિદ્ધાંત

1.7 બંધની ધ્રુવીયતા

1.8 સહસંયોજક બંધ

1.9 સંયોજકતા બંધનવાદ

- અભિધારણાઓ
- પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ
- સંમિશ્રણના પ્રકાર અને સહસંયોજક બંધનો સ્વભાવ
- σ અને π- બંધ s-s, s-p તથા p-p સંમિશ્રણ

1.10 આણ્વિય કક્ષકવાદ

- આણ્વિય કક્ષકવાદના મહત્ત્વના મુદ્દાઓ
- પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (LCAO) અને આણ્વિય કક્ષકોની રચના
- પરમાણ્વિયકક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો

1.11 આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર

1.12 આણ્વિય કક્ષકો અને તેમની સાપેક્ષ ઊર્જા

1.13 આણ્વિય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને બંધક્રમાંક

1.14 H_2 થી Ne_2 જેવા સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયીતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો

1.15 CO અને NO જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયીતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો

1.16 આંતરઆણ્વિય આકર્ષણબળ

- હાઈડ્રોજન-બંધ, તેના પ્રકારો અને મહત્ત્વ

1.17 ધાત્વિક બંધનો ખ્યાલ

1.18 સવર્ગ સહસંયોજક બંધ

1.19 s, p અને d કક્ષકો દ્વારા BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં સંકરણ

1.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

દ્રવ્ય એક અથવા વધુ પ્રકારનાં તત્ત્વોનું બનેલું હોય છે. નિષ્ક્રિય વાયુઓના પરમાણુ કુદરતમાં સ્વતંત્ર અસ્તિત્વ ધરાવે છે પણ સામાન્ય સંજોગોમાં અન્ય તત્ત્વોના પરમાણુઓ સ્વતંત્ર ન રહેતાં સંયોજિત સ્વરૂપે મળે છે. પરમાણુઓના સમૂહો ભેગા થઈ લાક્ષણિક ગુણધર્મો ધરાવતા સ્પીસીઝ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જેને અણુ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. અણુમાં રહેલા આ ઘટક પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જોડી રાખતું (જકડી રાખતું) કોઈ આકર્ષણબળ હોવું જોઈએ. આમ, જુદા-જુદા ઘટકો (પરમાણુ, આયન)ને એકબીજા સાથે જોડી રાખતા આકર્ષણબળને રાસાયણિક બંધ કહે છે.

આ રાસાયણિક બંધને પરિણામે બનતાં રાસાયણિક સંયોજનો કેટલાક પ્રશ્નો ઉપસ્થિત કરે છે જેવા કે, પરમાણુઓ શા માટે જોડાય છે ? શા માટે કોઈ ચોક્કસ પ્રમાણમાં જોડાય છે ? શા માટે અમુક જ પરમાણુઓ એકબીજા સાથે જોડાઈ શકે છે અને અન્ય સાથે કેમ નહિ ? શા માટે અણુઓ કોઈ ચોક્કસ આકાર ધરાવે છે ? આ બધા પ્રશ્નોના ઉત્તર **કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ, VSEPR સિદ્ધાંત, સંયોજકતા બંધનવાદ અને આણ્વિય કક્ષકવાદ** જેવા સિદ્ધાંતોની મદદથી આપી શકાય છે.

1.2 રાસાયણિક બંધનનો કોસેલ લૂઇસ અભિગમ (Kossel-Lewis Approach of Chemical Bonding)

ઇલેક્ટ્રૉનની સાપેક્ષમાં રાસાયણિક બંધની ઉત્પત્તિની સમજૂતી માટે ઘણા પ્રયત્નો થયા. પરંતુ 1916માં વૈજ્ઞાનિકો કોસેલ અને લૂઇસે સંતોષકારક સમજૂતી આપી.

લૂઇસે, પરમાણુને ધનવીજભારિત કર્નેલ (Kernel) તરીકે રજૂ કર્યો. આ કર્નેલમાં કેન્દ્ર અને અંદરની કક્ષાના ઇલેક્ટ્રૉન રહેલા હોય છે, જ્યારે બાહ્યકોશમાં આઠ ઇલેક્ટ્રૉન સમાવી શકાય છે. આમ, સોડિયમ તત્ત્વના બાહ્યતમ કોષમાં રહેલ એક ઇલેક્ટ્રૉન સમઘનના એક છેડા પર હોય છે. જ્યારે નિષ્ક્રિય વાયુઓ (હિલિયમ સિવાય)ના બધા જ આઠ ઇલેક્ટ્રોન સમઘનના આઠ છેડા ઉપર ગોઠવાયેલા હોય છે.

લૂઇસે નોંધ્યું કે જ્યારે પરમાણુઓ રાસાયણિક બંધથી જોડાયેલા હોય છે, ત્યારે તેઓ ઇલેક્ટ્રૉન અષ્ટકની સ્થાયી રચના પ્રાપ્ત કરે છે. સોડિયમ તત્ત્વનો પરમાણુ, એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી (Na^+) સ્થાયી અષ્ટકરચના મેળવે છે, જ્યારે ક્લોરિન તત્ત્વનો પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી (Cl^-) સ્થાયી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે છે. અણુઓ જેવા કે Cl_2, O_2, F_2 વગેરે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી કરી સ્થાયી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે છે (અપવાદ H_2).

લૂઇસ સંજ્ઞા : રાસાયણિક બંધની રચના દ્વારા અણુઓની રચનામાં ફક્ત બાહ્યતમ કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન જ ભાગ લે છે. આંતરિક કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન રક્ષિત હોવાને કારણે બંધની રચનામાં ભાગ લેતા નથી. તત્ત્વના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા દર્શાવવા માટે લૂઇસે નીચે પ્રમાણેની સંજ્ઞાનો ઉપયોગ કર્યો. દા.ત. આવર્તકોષ્ટકના દ્વિતીય આવર્તનાં તત્ત્વોના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન લૂઇસની સંજ્ઞાથી નીચે મુજબ દર્શાવાય છે :

Li Be B C N O F Ne (with dots)

તત્ત્વની સંજ્ઞાની આસપાસ દર્શાવેલ ટપકાં(dots)ની સંખ્યાને જે-તે તત્ત્વના સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન તરીકે ગણવામાં આવે છે. આ સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યાસમૂહની સંયોજકતાની ગણતરી કરવામાં મદદરૂપ થઈ શકે છે.

રાસાયણિક બંધન માટેનો કોસેલનો અભિગમ :

- આવર્તકોષ્ટકમાં પ્રબળ વિદ્યુતઋણમય હેલોજન તત્ત્વો તથા પ્રબળ વિદ્યુતધનમય આલ્કલી તત્ત્વો, નિષ્ક્રિય વાયુથી અલગ પડે છે.
- હેલોજન તત્ત્વ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી ઋણવીજભારિત આયન બને છે, જ્યારે આલ્કલી ધાતુતત્ત્વો એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી ધનવીજભારિત આયન બને છે.
- આ રીતે બનતા ધનવીજભારિત તથા ઋણવીજભારિત આયનો નિષ્ક્રિય વાયુઓ (હિલિયમ સિવાયના) જેવું સ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉન બંધારણ પ્રાપ્ત કરે છે. તેની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^6 (અષ્ટક)થી દર્શાવી શકાય.
- સ્થિરવિદ્યુત આકર્ષણ વડે આ ધનાયન અને ઋણાયન સ્થાયી થયેલ છે.
- આયનીય સંયોજનોની રચનામાં ઓછી આયનીકરણ એન્થાલ્પી ધરાવતા પરમાણુઓ, વધુ વિદ્યુતઋણમયતા ધરાવતા પરમાણુઓ સાથે જોડાય છે અને આ જોડાણથી રચાતા બંધને **આયનીય બંધ** કહે છે.
- તત્ત્વની આયનીય બંધ બનાવવાની ક્ષમતાને **વિદ્યુત-સંયોજકતા (Electrovalency)** કહે છે. જે તત્ત્વના ગુમાવેલ કે મેળવેલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી હોય છે.

સોડિયમ ક્લોરાઇડ સંયોજનની રચનામાં ઉદ્ભવતા આયનીય બંધની સમજૂતી નીચે મુજબ છે :

(1) $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

$[Ne]3s^1 \quad [Ne]$

(2) $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

$[Ne]3s^2 3p^5 \quad [Ne]3s^2 3p^6$ અથવા $[Ar]$

(3) $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$

ધનાયન અને ઋણાયન વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણને લીધે બનતા બંધને વિદ્યુતસંયોજક (Electrovalent) બંધ કહે છે. કોસેલનો આ અભિગમ વિસ્તૃત સંખ્યાના સંયોજનોની ઉત્પત્તિ સમજાવી શકતો નથી.

1.3 આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ (લૂઇસ બંધારણ સહિત), બંધલંબાઈ, બંધકોણ, બંધ ઊર્જા, બંધ ક્રમાંક અને તેનો ખ્યાલ, બોર્ન-હેબર ચક્ર (Ionic bond, Covalent bond (including Lewis structure), bond length, bond angle, bond energy, bond order and their concept, Born-Haber cycle)

આયનીય બંધ : કોસેલ અને લૂઇસના અભિગમ પરથી આયનીય બંધની રચના નીચેનાં પરિબળો પર આધારિત છે :

(1) તટસ્થ પરમાણુમાંથી ધનાયન અને ઋણાયનની સરળતાથી પ્રાપ્તિ

(2) આયનીય બંધમાં, ધનાયન અને ઋણાયનની ગોઠવણી

તટસ્થ પરમાણુમાંથી ધનાયન તથા તટસ્થ પરમાણુમાંથી ઋણાયનનુ બનવું તે પરમાણુની અનુક્રમે આયનીકરણ એન્થાલ્પી તથા ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો પર આધારિત છે.

$M_{(g)} \rightarrow M^{+n} + ne^-$ (આયનીકરણ)

$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$ (ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ)

આયનીકરણ પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક (ઊર્જાનું શોષણ) હોય છે. જ્યારે ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ ક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક (ઊર્જાનું ઉત્સર્જન) હોય છે. આમ, ઓછી આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને વધુ વિદ્યુતઋણતા ધરાવતાં તત્ત્વોમાં આયનીય બંધ સરળતાથી રચાય છે.

આયનીય સંયોજનોની સ્ફટિકરચનામાં ધનાયન અને ઋણાયનોની ત્રિપરિમાણીય નિયમિત ગોઠવણી થયેલી હોય છે. તેઓ એકબીજા સાથે કુલંબિક આકર્ષણબળોથી પણ વધુ પ્રબળતાથી જોડાયેલા હોય છે. આવી રચના અથવા બંધારણને **સ્ફટિકરચના** કે **સ્ફટિક બંધારણ** પણ કહે છે. એક મોલ ઘન અવસ્થામાં આયનીય સંયોજનોમાંથી વાયુરૂપ ઘટક આયનોને એકબીજાથી અનંત અંતરે દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને **સ્ફટિક લેટાઇસ ઊર્જા** અથવા **લેટાઇસ એન્થાલ્પી (enthalpy of lattice)** કહે છે. દા.ત., NaCl સ્ફટિકની લેટાઇસ એન્થાલ્પી 788 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે. સામાન્ય રીતે આયનીય ઘન સંયોજનો ઓરડાના તાપમાને અને દબાણે પાણીમાં દ્રાવ્ય હોય છે.

સહસંયોજક બંધ : આપણે આગળ જોયું તે પ્રમાણે અણુઓની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી પણ થતી હોય છે. દા.ત. H_2, Cl_2, O_2, N_2 વગેરે. આમ, જ્યારે **કોઈ પણ (સમાન અથવા વિષમ) તત્ત્વના બે અથવા વધુ પરમાણુઓ તેઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સહિયારી ભાગીદારીથી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે ત્યારે રચાતા બંધને સહસંયોજક બંધ** કહે છે. આમ, સહસંયોજક બંધની રચનામાં ભાગ લેતા પ્રત્યેક પરમાણુ ઓછામાં ઓછા એક ઇલેક્ટ્રૉન ભાગીદારી માટે પ્રદાન કરે છે. જો તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે એક એક ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય, તો તેઓ એકલ સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે.

દા.ત.,

પરંતુ સહસંયોજક બંધથી જોડાતા પરમાણુઓ વચ્ચે બે-બે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય ત્યારે તેઓ વચ્ચે દ્વિબંધ રચના પ્રાપ્ત થાય છે.

દા.ત.,

ભાગીદારીથી જોડાતા તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે જો ત્રણ ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉનની સહિયારી ભાગીદારી થાય, તો તેઓ વચ્ચે ત્રિબંધની રચના પ્રાપ્ત થાય છે.

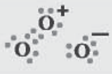
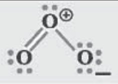
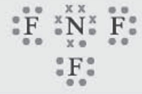
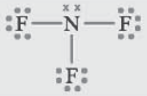
દા.ત.,

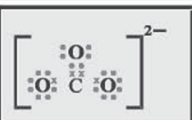
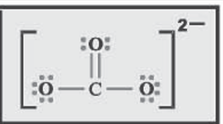
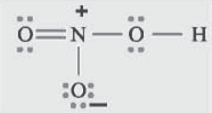
લૂઇસનું બિંદુનિરૂપણ (Lewis dot representation) : આપેલા અણુ/આયનનું લૂઇસ બિંદુનિરૂપણ દર્શાવવા માટે

- સૌપ્રથમ અણુની રચનામાં ભાગ લેતા પ્રત્યેક પરમાણુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા ગણતરીમાં લેવામાં આવે છે અને તેને પરમાણુની સંજ્ઞાની આસપાસ જરૂરિયાત પ્રમાણે ગોઠવવામાં આવે છે.
- જો ઋણાયન રચાતાં હોય, તો તેમાં ઋણવીજભારની સંખ્યા જેટલા વધારાના ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય છે. પરંતુ ધનાયન હોય, તો ધનવીજભારની સંખ્યા જેટલો ઇલેક્ટ્રૉન બાદ કરાય છે. દા.ત., CO_3^{2-} આયનમાં, બે એકમ ઋણવીજભાર હોવાથી તટસ્થ પરમાણુઓમાં રહેલા સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં બે ઇલેક્ટ્રૉન વધુ સંખ્યામાં (–2) છે. તેવી જ રીતે NH_4^+ આયનમાં એક એકમ ધનવીજભાર હોવાથી, તટસ્થ પરમાણુઓમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં એક ઇલેક્ટ્રૉન ઓછો (+1) લેવાય છે.
- સામાન્ય રીતે ઓછા વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વના પરમાણુને મધ્યસ્થ પરમાણુ તરીકે સ્વીકારવામાં આવે છે અને તેની આસપાસ વધારે વિદ્યુતઋણમય પરમાણુઓની ગોઠવણી કરવામાં આવે છે.
- **જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ભાગીદારી કરી રાસાયણિક બંધની રચનામાં પરિણમે તેને બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (Bonding pair of electrons)** કહે છે અને **જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બંધની રચનામાં ભાગ ન લે તેને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (Non-bonding pair of electrons or Lone pair of electrons)** કહે છે.

કેટલાક અણુ/આયનના લૂઇસ બંધારણ કોષ્ટક 1.1માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 1.1 કેટલાક અણુ/આયનનાં લૂઇસ બંધારણ

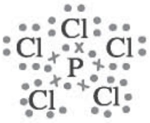
અણુ/આયન	લૂઇસ બંધારણ	
H_2	H:H*	H—H
O_2		
O_3		
NF_3		

CO_3^{2-}		
HNO_3		

* પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ હિલિયમ તત્ત્વનું (માત્ર બે ઇલેક્ટ્રૉનનું) બંધારણ મેળવે છે.

લૂઈસના અભિગમની મદદથી અણુ/આયનના આકાર જાણી શકાતા નથી. વળી, તેમાં કેટલાક અપવાદો પણ જોવા મળે છે. દા.ત., $BeCl_2$:Cl ˣ Be ˣ Cl:

$BeCl_2$ના અણુમાં મધ્યસ્થ Be પરમાણુનું અષ્ટક પૂર્ણ થયું નથી, છતાં પણ આ સંયોજન સ્થાયી છે. તેવી જ રીતે કેટલાંક ઉદાહરણ જેવાં કે PCl_5માં મધ્યસ્થ પરમાણુ ફૉસ્ફરસની આસપાસ દસ ઇલેક્ટ્રૉનની રચના છે, છતાં પણ તે સંયોજન સ્થાયી છે.



કેટલાક કિસ્સાઓમાં, એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોમાં અષ્ટકરચના પૂર્ણ થઈ હોવા છતાં પણ મધ્યસ્થ પરમાણુના કદના વધારા સાથે સ્થાયીતા ઘટે છે. દા.ત., $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$. સહસંયોજક બંધની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય છે પરંતુ આ ભાગીદારીના પ્રકાર તથા સંયોજાતા તત્ત્વના પરમાણુના પ્રકાર પરથી તેને ત્રણ વિભાગમાં વહેંચવામાં આવે છે.

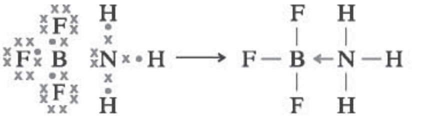
(i) ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ : આ પ્રકારના સહસંયોજક બંધની રચનામાં અલગ-અલગ વિદ્યુતધનમયતા અથવા વિદ્યુતઋણમયતા ધરાવતા તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે છે. આના પરિણામે અણુમાં ધ્રુવીયતાનો ગુણધર્મ જોવા મળે છે. દા.ત.,

HCl   H ˣ• :Cl:

(ii) અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ : જ્યારે એક જ તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થઈ સહસંયોજક બંધની રચના થાય, ત્યારે તેને અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ કહે છે. આવા અણુઓ બિનધ્રુવીય હોય છે, કારણ કે તેમનાં તત્ત્વોની વિદ્યુતધનમયતા અથવા વિદ્યુતઋણમયતા સરખી હોય છે. દા.ત.,

H:H   :Cl··Cl:

(iii) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ : આ પ્રકારના બંધની રચનામાં જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ભાગીદારીથી જોડાતા પરમાણુઓ પૈકી કોઈ એક જ તત્ત્વનો પરમાણુ, ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મનું પ્રદાન કરે છે. તેના પરિણામે રચાતા સહસંયોજક બંધને સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે. આ બંધને તીરની નિશાની (→)થી દર્શાવાય છે. અને તીરની દિશા, ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપનાર તરફથી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારનાર તરફ દર્શાવાય છે.



બંધલંબાઈ : અણુમાં બંધથી જોડાયેલા પરમાણુઓનાં કેન્દ્રો વચ્ચેના સમતુલિત અંતરને બંધલંબાઈ કહે છે. બંધલંબાઈ ક્ષ-કિરણોના વિવર્તન, સ્પેક્ટ્રૉસ્કોપિક પદ્ધતિઓથી માપવામાં આવે છે. તેને પિકોમીટર ($pm = 10^{-12}m$)માં દર્શાવાય છે.

કેટલાક સામાન્ય અણુઓની બંધલંબાઈ કોષ્ટક 1.2માં દર્શાવેલ છે.

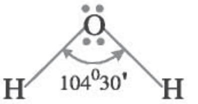
કોષ્ટક 1.2 કેટલાક સામાન્ય અણુઓમાં બંધલંબાઈ

અણુ	બંધલંબાઈ (pm)
H_2 (H – H)	74
F_2 (F – F)	144
Cl_2 (Cl – Cl)	199
Br_2 (Br – Br)	228
I_2 (I – I)	267
N_2 (N ≡ N)	109
O_2 (O = O)	121
HF (H – F)	92
HCl (H – Cl)	127
HBr (H – Br)	141
HI (H – I)	160

ટૂંકી બંધલંબાઈનાં મૂલ્યો વધુ સ્થાયીતા દર્શાવે છે.

બંધકોણ : અણુ/આયનના મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ રહેલ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ધરાવતી કક્ષકો વચ્ચેના કોણને બંધકોણ કહે છે. બંધકોણને અંશ (degree)માં દર્શાવાય છે, જે સ્પેક્ટ્રૉસ્કોપિક પદ્ધતિઓથી નક્કી કરી શકાય છે. બંધકોણની મદદથી અણુના આકાર વિષે પ્રાથમિક

માહિતી મળે છે. દા.ત., પાણીના અણુમાંના બંધકોણને નીચે મુજબ દર્શાવી શકાય.



બંધ ઊર્જા (બંધ એન્થાલ્પી) : વાયુરૂપ 1 મોલ પદાર્થમાંના બંધને તોડવા માટે આપવી પડતી ઊર્જાને બંધ ઊર્જા કે બંધ એન્થાલ્પી કહે છે. બંધ એન્થાલ્પીનો એકમ કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. દા.ત., હાઇડ્રોજન અણુમાં રહેલ H–Hની બંધ એન્થાલ્પી 435.8 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે.

$H_{2(g)} \rightarrow H_{(g)} + H_{(g)}$ બંધ એન્થાલ્પી = 435.8 કિ જૂ મોલ$^{-1}$. જેમ બંધ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ તેમ અણુ/આયનની સ્થાયિતા વધુ.

બંધક્રમાંક : અણુમાં રહેલા પરમાણુઓ વચ્ચેના બંધની સંખ્યાને બંધક્રમાંક કહે છે. દા.ત. H_2અણુમાં એક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની ભાગીદારી છે. પરિણામે H_2અણુમાં રહેલા બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એકબંધથી જોડાયેલા છે, H–H. તેવી જ રીતે O_2 અને N_2માં અનુક્રમે બે તથા ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની ભાગીદારી થયેલ હોવાથી તેઓ વચ્ચે દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની રચના થાય છે. :Ö=Ö:, :N≡N: એકલ બંધ, દ્વિબંધ અને ત્રિબંધ અનુક્રમે —, =, અને ≡ વડે દર્શાવાય છે. બંધક્રમાંક વધવા સાથે બંધ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો વધતાં જાય છે. પરિણામે બંધલંબાઈ ઘટે છે તથા સ્થાયિતા વધે છે.

બોર્ન-હેબર ચક્ર : આયનીય બંધ બનવાનો આધાર લેટાઇસ એન્થાલ્પી પર રહેલો છે. નીપજની લેટાઇસ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો સરળતાથી આયનીય બંધ બને. જ્યારે બંને પરમાણુઓ વચ્ચે આકર્ષણબળ વધારે હોય ત્યારે લેટાઇસ ઊર્જાનું મૂલ્ય વધારે હોય. આયનીય બંધની રચના થઈ આયનીય સંયોજનો બનવા સુધીના વિવિધ તબક્કાઓ તથા તે પ્રત્યેક તબક્કામાં સંકળાયેલી એન્થાલ્પીનો અભ્યાસ કરી સૌપ્રથમ બોર્ન-હેબર નામના વૈજ્ઞાનિકોએ કુલ એન્થાલ્પી-લેટાઇસ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો મેળવ્યાં.

NaCl સ્ફટિક સંયોજન તેના ઘટકોની પ્રમાણિત સ્થિતમાંથી નીપજે ત્યારે થતા વિવિધ એન્થાલ્પી ફેરફારનું ઉદાહરણ આપણે બોર્ન-હેબર ચક્રથી સમજાવવાનો પ્રયત્ન કરીશું. સામાન્ય રીતે NaCl સ્ફટિકની બનાવટ માટે સાદું સમીકરણ નીચે મુજબ લખી શકાય :

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$$

$\Delta_f H = -\ 411$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

પરંતુ NaCl સ્ફટિકની બનાવટના વિવિધ તબક્કાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) સૌપ્રથમ સોડિયમ તત્ત્વ/પરમાણુ કે જે ઓરડાના તાપમાને ઘન સ્વરૂપે છે, તેનું ઊર્ધ્વપાતન થાય છે તેની ઊર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી ($\Delta_s H$)નું મૂલ્ય 108 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે.

$$Na_{(s)} \xrightarrow{\text{ઊર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી}} Na_{(g)}$$

$\Delta_s H = +\ 108$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(ii) એક મોલ $Na_{(g)}$ પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન અનંત અંતરે દૂર કરવા આપવી પડતી આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય 496 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે.

$$Na_{(g)} \xrightarrow{\text{આયનીકરણ એન્થાલ્પી}} Na^+_{(g)} + e^-$$

$\Delta_i H = +\ 496$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(iii) ઓરડાના તાપમાને વાયુમય ક્લોરિન તત્ત્વ દ્વિપરમાણ્વિય અણુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. એક મોલ ઘન NaCl સ્ફટિકની રચનામાં ફક્ત એક જ ક્લોરિન પરમાણુની જરૂર છે, તેથી ડાય ક્લોરિન અણુનું વિઘટન આવશ્યક બને છે. આ માટેની જરૂરી એન્થાલ્પીને વિઘટન એન્થાલ્પી કહે છે.

$$\frac{1}{2}Cl_{2(g)} \xrightarrow{\text{વિઘટન એન્થાલ્પી}} Cl_{(g)}$$

$\Delta_{\frac{D}{2}} H = +\ 121$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(iv) આ રીતે પ્રાપ્ત થયેલા ક્લોરિન વાયુરૂપ પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને ક્લોરાઇડ આયનમાં રૂપાંતર પામે છે. આ માટે મુક્ત થતી એન્થાલ્પીને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg} H$) કહે છે.

$$Cl_{(g)} + e^- \xrightarrow{\text{ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી}} Cl^-_{(g)}$$

$\Delta_{eg} H = -\ 349$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

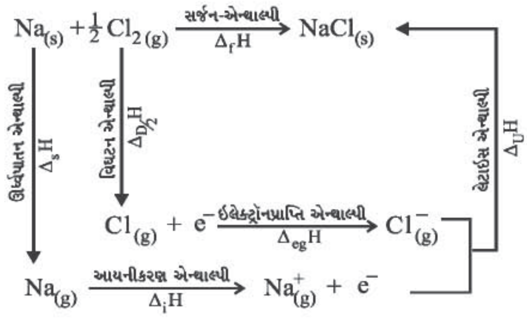
(v) એક મોલ વાયુસ્વરૂપ ધનાયન (Na^+) અને એક મોલ વાયુસ્વરૂપ ઋણાયન (Cl^-) એકબીજા સાથે જોડાઈ એક મોલ ઘન આયનીય સ્ફટિકની રચના કરે છે. આ દરમિયાન મુક્ત થતી એન્થાલ્પીને લેટાઇસ એન્થાલ્પી કહે છે, જેને 'U' થી દર્શાવાય છે.

$$Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \xrightarrow{\text{લેટાઇસ એન્થાલ્પી}} NaCl_{(s)}$$

$\Delta_U H = -\ 787$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

ઉપર્યુક્ત રીતે કોઈ પણ ઘન આયનીય સ્ફટિકની રચના બોર્ન-હેબરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે વિવિધ તબક્કાઓનો

અભ્યાસ કરી પ્રત્યેક તબક્કાની એન્થાલ્પી જાણી શકાય અને જે-તે આયનીય સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પી લેટાઇસ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મેળવી શકાય છે. ઉપર્યુક્ત વિવિધ તબક્કાઓને નીચે પ્રમાણે પણ દર્શાવી શકાય :



ઉપર્યુક્ત વિવિધ તબક્કાઓને સમીકરણ સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$\Delta_f H = \Delta_s H + \Delta_{\frac{D}{2}} H + \Delta_i H + \Delta_{eg} H + \Delta_U H \quad ....(1.1)$$

એક મોલ NaClના સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પી, વિવિધ એન્થાલ્પીઓનો સરવાળો કરી નીચે મુજબ મેળવી શકાય :

$\Delta_f H = 108 + 121 + 496 + (-349) + (-787)$

$= -411$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

આમ, એક મોલ NaCl સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઋણ મળે છે, જે તેની સ્થાયિતા સૂચવે છે.

દાખલો 1.1 : નીચેનાં મૂલ્યોનો ઉપયોગ કરી $MgCl_2$ની સર્જન-એન્થાલ્પી શોધો.

$Mg_{(s)} \rightarrow Mg_{(g)}$ $\Delta_s H = +150$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + 2e^-$ $\Delta_i H = +1451$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$Cl_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{(g)}$ $\Delta_{\frac{D}{2}} H = +242$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$2Cl_{(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(g)}$ $\Delta_{eg} H = -698$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$Mg^{2+}_{(g)} + 2Cl^-_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)}$ $\Delta_U H = -1352$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

ઉકેલ :

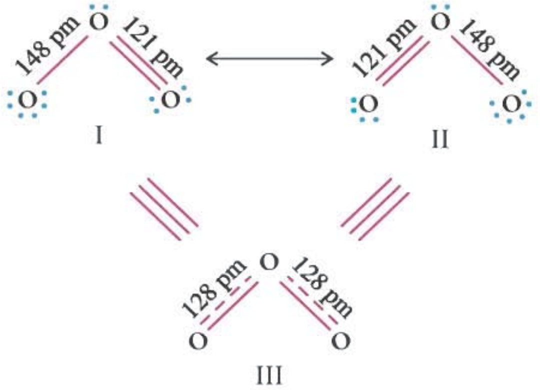
$\Delta_f H = \Delta_s H + \Delta_i H + \Delta_{\frac{D}{2}} H + \Delta_{eg} H + \Delta_U H$

$= 150 + 1451 + 242 + (-698) + (-1352)$

$= -207$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

1.4 સંસ્પંદન-બંધારણો (Resonance Structures)

અણુઓના પ્રાયોગિક રીતે નિરીક્ષણ કરેલા ગુણધર્મોની સમજૂતી ફક્ત લૂઈસના બંધારણથી આપી શકાતી નથી. આ તેની મર્યાદાઓ છે. એટલે કે લૂઈસ બંધારણ, અણુઓના પ્રાયોગિક રીતે મેળવેલા ગુણધર્મો સમજાવવા અપૂરતું છે. દા.ત., ઓઝોન અણુ નીચેનાં બે બંધારણોથી દર્શાવી શકાય :



આકૃતિ 1.1 ઓઝોન અણુનું સંસ્પંદન બંધારણ

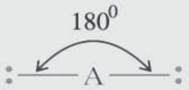
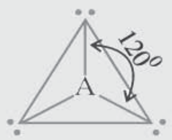
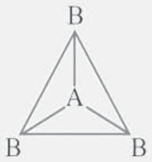
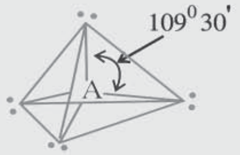
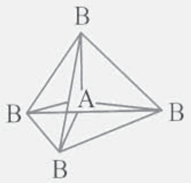
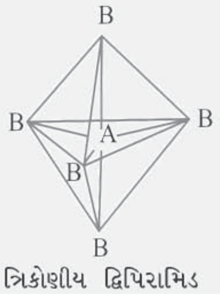
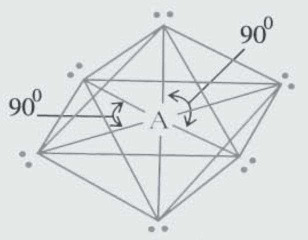
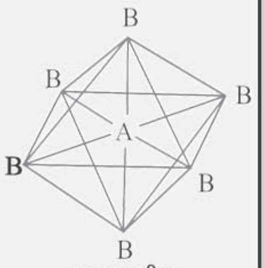
બંને બંધારણમાં O–O એકલબંધ અને O=O દ્વિબંધ છે. O–O એકલબંધ લંબાઈ 148pm (1 પીકોમીટર $=10^{-12}$ મીટર) અને O=O બંધલંબાઈ 121pm છે. પરંતુ પ્રાયોગિક રીતે ઓઝોનના અણુમાં કોઈ પણ ઑક્સિજન-ઑક્સિજન અણુઓ વચ્ચેની બંધલંબાઈ સમાન છે. અને તેનું મૂલ્ય 128 pm છે. આમ, ઓઝોન અણુમાં કોઈ પણ ઑક્સિજન-ઑક્સિજન અણુઓ વચ્ચેની બંધલંબાઈનું મૂલ્ય, એકલબંધ અને દ્વિબંધલંબાઈની મધ્યવર્તી છે, આકૃતિ 1.1 માં દર્શાવેલા બંધારણ I અથવા II પૈકી, એક પણ બંધારણથી સમજાવી શકાતુ નથી. આમ, સસ્પંદનનો વિચાર ઓઝોન તથા તેના જેવા અન્ય અણુઓના વાસ્તવિક બંધારણ ચોકસાઈપૂર્વક દર્શાવવા માટે રજૂ થયો. સિમેસ્ટર I માં CO_2 અણુની સંસ્પંદન રચના વિષે તમે અભ્યાસ કર્યો છે. આમ, સંસ્પંદન બંધારણમાં સમાન શક્તિ, કેન્દ્રનું સમાન સ્થાન તથા બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોને ધ્યાનમાં લઈ એક સંસ્પંદન બંધારણ રજૂ કરાય છે, જે અણુને ચોક્કસ રીતે રજૂ કરી શકે છે. આકૃતિ 1.1 મુજબ બંધારણ I અને II, સંસ્પંદન બંધારણ III રજૂ કરે છે, જે ઓઝોન અણુનું વધુ સચોટ બંધારણ છે. આવા બંધારણને સંકૃત સંસ્પંદન બંધારણ પણ કહે છે. આવાં અન્ય ઉદાહરણો બેન્ઝિન, કાર્બોનેટ આયન (CO_3^{2-}) વગેરે દ્વારા સમજી શકાય.

સંસ્પંદન બંધારણ અણુને સ્થાયીતા આપે છે, કારણ કે સંસ્પંદન બંધારણની ઊર્જા, કોઈ પણ અલગ-અલગ રચનાથી દર્શાવેલા બંધારણ કરતાં ઓછી હોય છે. આમ, ઊર્જાનો ઘટાડો સંસ્પંદન રચનાની સ્થાયિતા માટે જવાબદાર છે.

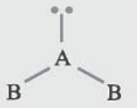
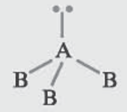
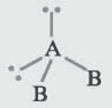
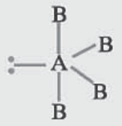
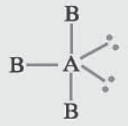
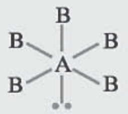
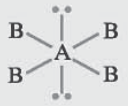
1.5 અણુઓની ભૌમિતિક રચના (Geometrical Structures of Molecules)

અણુઓની ભૌમિતિક રચનામાં વિવિધતા જોવા મળે છે. અણુઓની ભૌમિતિક રચનામાં જોવા મળતી વિવિધતાનો આધાર, અણુના પ્રકાર, સંકરણ તેમાં રહેલાં બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ તથા અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની સંખ્યા તથા તેઓ વચ્ચે ઉદ્‌ભવતા અપાકર્ષણની માત્રા પર રહેલો છે.

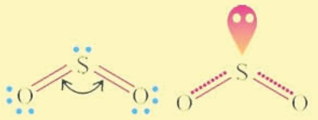
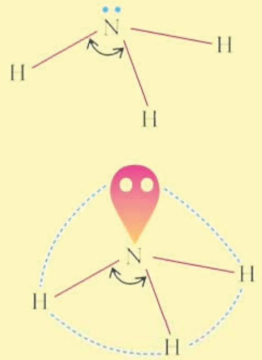
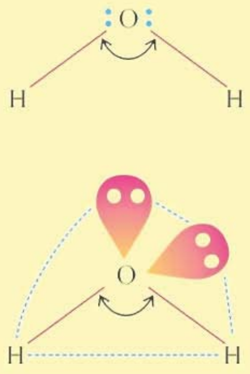
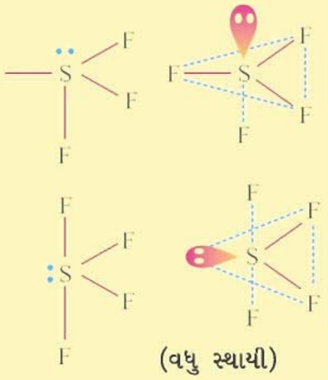
કોષ્ટક 1.3 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ પાસે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ન હોય તેવા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

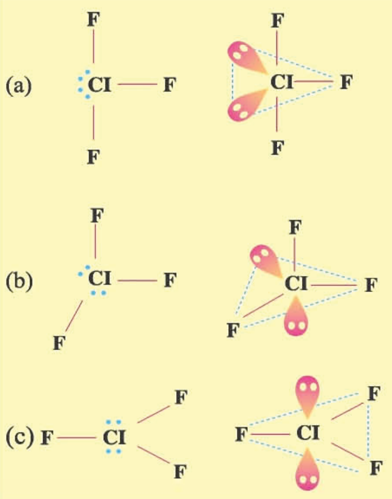
ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની ગોઠવણી	અણુનો ભૌમિતિક આકાર	સંકરણ	ઉદાહરણ
2	 રેખીય	રેખીય	sp	BeH_2, $BeCl_2$ $HgCl_2$
3	 સમતલીય સમત્રિકોણ	 સમતલીય સમત્રિકોણ	sp^2	BF_3, BCl_3
4	 સમચતુષ્ફલકીય	 સમચતુષ્ફલકીય	sp^3	CH_4, NH_4^+ BF_4^-, CCl_4
5	ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	sp^3d	PCl_5
6	 અષ્ટફલકીય	 અષ્ટફલકીય	sp^3d^2	SF_6

કોષ્ટક 1.4 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ પાસે એક અથવા વધારે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો હોય તેવા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

અણુના પ્રકાર	બંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની ગોઠવણી	આકાર	ઉદાહરણ
AB_2E	2	1	 સમતલીય સમત્રિકોણ	વળેલો (bent)	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 સમચતુષ્ફલકીય	ત્રિકોણીય પિરામિડ	NH_3 PCl_3
AB_2E_2	2	2	 સમચતુષ્ફલકીય	વળેલો (bent)	H_2O F_2O
AB_4E	4	1	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	ચિચૂડો (See saw)	SF_4
AB_3E_2	3	2	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	T- આકાર	ClF_3
AB_5E	5	1	 અષ્ટફલકીય	સમચોરસ પિરામિડ	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 અષ્ટફલકીય	સમતલીય સમચોરસ	XeF_4

કોષ્ટક 1.5 બંધકારક અને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ધરાવતા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

અણુના પ્રકાર	બંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની ગોઠવણી	આકાર	ઉદાહરણ
AB_2E	2	1		વળેલો (bent)	SO_2
AB_3E	3	1		ત્રિકોણીય પિરામિડ	NH_3
AB_2E_2	2	2		વળેલો (bent)	H_2O
AB_4E	4	1	 (વધુ સ્થાયી)	ચિચૂડો	SF_4

AB_3E_2	3	2		T – આકાર	ClF_3

1.6 VSEPR સિદ્ધાંત (Principle of Valence Shell Electron Pair Repulsion)

લૂઈસનો અભિગમ, અણુઓના આકાર સમજાવવા માટે અપૂરતો હતો. તેની મદદથી ફક્ત સહસંયોજક બંધ ધરાવતા અણુઓના બંધારણની ધારણાઓ જ કરી શકાઈ. 1940માં સૌપ્રથમ સિજ્‌વિક (Sidgwick) અને પોવલે (Powell) પરમાણુના સંયોજકતા કોશમાં રહેલાં ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતા અપાકર્ષણનો સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંતને 1957માં નાયહોલ્મ (Nyholm) અને ગિલેસ્પી (Gillespie) એ વિકસિત (developed) રૂપે રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંતની મુખ્ય અભિધારણાઓ નીચે મુજબ છે :

- અણુનો આકાર તેના મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસના સંયોજકતા-કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો (બંધકારક તથા અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો)ની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે.
- સંયોજકતા-કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ઋણ વીજભારિત હોવાથી, એકબીજાને અપાકર્ષે છે.
- આ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો અવકાશમાં એવી ગોઠવણી પ્રાપ્ત કરવાની વૃત્તિ ધરાવે છે કે જેથી તેઓ વચ્ચેનું અપાકર્ષણ ન્યૂનતમ થાય અને પરિણામે તેઓ વચ્ચે મહત્તમ અંતર હોય છે.
- જો અણુમાં બે અથવા વધુ સંસ્પંદન બંધારણો શક્ય હોય તો VSEPR સિદ્ધાંત ગમે તે બંધારણને લાગુ પાડી શકાય છે.
- ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતા અપાકર્ષણની માત્રા નીચે મુજબ છે.

આમ, **VSEPR સિદ્ધાંત અણુમાં ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની હાજરીને લીધે ઉદ્‌ભવતા ભૌમિતિક આકાર નક્કી કરવામાં મદદ કરે છે.** ખાસ કરીને આ સિદ્ધાંતની મદદથી p-વિભાગનાં તત્ત્વોના સંયોજનોની ભૌમિતિક રચના સમજાવી શકાય છે.

સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડ અણુકોણીય છે અને બંધકોણ 120^0 હોવાને બદલે $119^0\ 30'$ છે. આ બંધકારક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતા અપાકર્ષણને આભારી છે. તેવી જ રીતે મિથેન, એમોનિયા અને પાણીના અણુઓમાં સમાન સંકર કક્ષકો (sp^3) હોવા છતાં તેઓમાં રહેલાં બંધકારક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની અલગ-અલગ સંખ્યાને કારણે જુદી-જુદી માત્રામાં અપાકર્ષણબળો ઉદ્‌ભવે છે અને પરિણામે બંધકોણ જુદા-જુદા મળે છે.

મિથેનના અણુમાં મધ્યસ્થ પરમાણુ કાર્બન તત્ત્વની ધરાસ્થિતિમાં ઇલેક્ટ્રૉનરચના નીચે મુજબ છે :

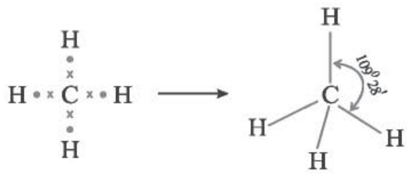
$${}_6C\ :\ 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$$

અબંધકારક-અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતું અપાકર્ષણ (Lp – Lp) > અબંધકારક-બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતું અપાકર્ષણ (Lp – Bp) > બંધકારક-બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્‌ભવતું અપાકર્ષણ (Bp – Bp)

મિથેન અણુમાં મધ્યસ્થ કાર્બન પરમાણુ સાથે ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ જોડાયેલા હોવાથી ચાર અર્ધપૂર્ણ કક્ષકોની જરૂર પડે. આ માટે કાર્બન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉન રચના ઉત્તેજિત અવસ્થામાં લખતાં :

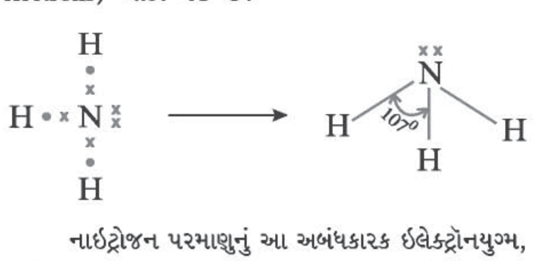
$$_6C^* : 1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$$

આમ, ઉત્તેજિત અવસ્થામાં, કાર્બન પરમાણુ sp^3 સંકર કક્ષકોનો ઉપયોગ કરી પ્રત્યેક અર્ધપૂર્ણ કક્ષક સાથે હાઇડ્રોજન પરમાણુની $1s^1$ અર્ધપૂર્ણ કક્ષક જોડાઈ ચાર સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે.



આમ, મિથેનના અણુમાં કાર્બન-હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચે કુલ ચાર બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો Bp હોય છે. આ ચાર બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે, સિજ્વિક-પોવેલના સિદ્ધાંત પ્રમાણે ન્યૂનતમ અપાકર્ષણ હોય છે, પરિણામે આ અણુમાં sp^3 સંકરણને અનુરૂપ સમચતુષ્ફલકીય રચના જોવા મળે છે. તેમાં બંધકોણ નિયમિત સમચતુષ્ફલકીય રચના જેટલો એટલે કે $109^0 28'$નો જોવા મળે છે.

NH_3 અણુમાં મધ્યસ્થ નાઇટ્રોજન પરમાણુ પાસે પાંચ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન છે. તે પૈકી ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન ત્રણ હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન સાથે ભાગીદારીથી જોડાઈ ત્રણ સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમ, છતાં પણ નાઇટ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુ પાસે બે ઇલેક્ટ્રૉન અથવા એક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બંધ બનાવ્યા સિવાયનું એટલે કે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (non-bonding pair of electrons) બાકી રહે છે.



નાઇટ્રોજન પરમાણુનું આ અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, તેની આજુબાજુ રહેલાં બે બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મને, સિજ્વિક-પોવેલ સિદ્ધાંત પ્રમાણે અપાકર્ષે છે. આથી આ બંને બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો અંદરની બાજુ ધકેલાય છે. પરિણામે તેઓ વચ્ચે બંધકોણ ઘટે છે. અર્થાત્ સમચતુષ્ફલકીય રચનાના નિયમિત બંધકોણ $109^0 28'$ ને બદલે 107^0 જોવા મળે છે.

H_2O અણુમાં મધ્યસ્થ ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે કુલ છ સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન છે, જે પૈકી બે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન, બે હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન સાથે સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે. પરંતુ બાકીના ચાર ઇલેક્ટ્રૉન અર્થાત્ બે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બને છે.

સિજ્વિક-પોવેલના નિયમ પ્રમાણે આ બંને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે મહત્તમ અપાકર્ષણ થાય છે અને પરિણામે તેઓ એકબીજાંથી દૂર થાય છે. આમ થતાં તેઓ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની નજીક આવે છે અને તેમની વચ્ચે અપાકર્ષણ ઉદ્ભવે છે. આને કારણે બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વધુ પ્રમાણમાં અંદરની બાજુ ધકેલાય છે અને બંધકોણમાં ખૂબ જ નોંધપાત્ર ઘટાડો થાય છે. H_2O અણુમાં sp^3-સંકરણ થતું હોવા છતાં બંધકોણ $109^0 28'$ થી ઘટીને $104^0 30'$નો રચાય છે.

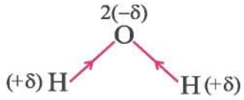
1.7 બંધની ધ્રુવીયતા (Polarity of Bond)

કોઈ પણ રાસાયણિક બંધ સંપૂર્ણપણે આયનીય અથવા સહસંયોજક સ્વભાવ ધરાવતો નથી. H_2, N_2, O_2, Cl_2 વગેરે જેવા અણુઓમાં તેઓના બે પરમાણુઓ વચ્ચે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી સહસંયોજક બંધ બને છે. પરંતુ જ્યારે બંધલંબાઈ અને બંધ એન્થાલ્પીનાં પ્રાયોગિક મૂલ્યોનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે, ત્યારે તેમાં થોડા ઘણા અંશે આયનીય બંધનો પણ ફાળો હોય તેમ જણાય છે. વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ જેવા કે હાઇડ્રોજન ફ્લોરાઇડ (HF)માં બંને પરમાણુઓ વચ્ચે રહેલા સહસંયોજક-બંધનું ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ફ્લોરિન તત્ત્વના પરમાણુ તરફ વધુ પ્રમાણમાં ખેંચાય છે. કારણ કે ફ્લોરિન તત્ત્વ (હાઇડ્રોજન પરમાણુની સરખામણીમાં) વધુ વિદ્યુતઋણમય છે. પરિણામે ફ્લોરિન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ઋણવીજભાર ($-\delta$) અને તેની સાપેક્ષમાં હાઇડ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ધનવીજભાર ($+\delta$) ઉદ્ભવે છે. હાઇડ્રોજન ફ્લોરાઇડ અણુમાં ધ્રુવીયતા ઉદ્ભવતાં તેનું ખરેખર બંધારણીય સૂત્ર નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

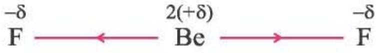
$$H — F \longrightarrow \overset{+\delta}{H} \rightarrow \ddot{F}^{-\delta}$$

ધ્રુવીયતાના આ ગુણધર્મને કારણે અણુમાં દ્વિધ્રુવ-ચાકમાત્રા જોવા મળે છે. તેવી જ રીતે પાણીના અણુમાં એક જ ઑક્સિજન અને બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે કુલ બે સહસંયોજક બંધ રચાય છે. હાઇડ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુની સાપેક્ષમાં ઑક્સિજન તત્ત્વની વધુ વિદ્યુતઋણમયતાને કારણે

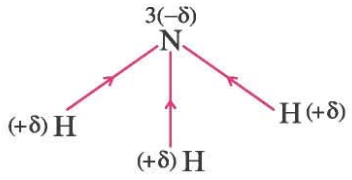
બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ તેના ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ તરફ વધુ ખેંચાય છે. પરિણામે, પાણીના અણુમાં ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ઋણવીજભાર (–δ) અને હાઇડ્રોજન તત્ત્વના બંને પરમાણુ ઉપર આંશિક ધનવીજભાર (+δ) ઉદ્ભવે છે. આ ઉપરાંત ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ પર રહેલાં બે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો પણ ધ્રુવીયતાના ગુણધર્મોમાં નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે વધારો કરે છે :



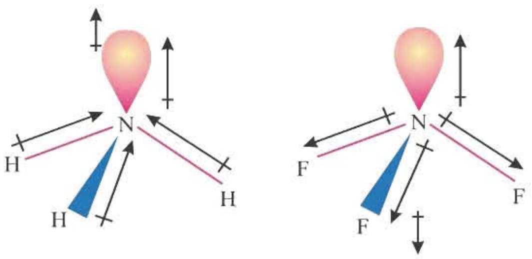
બેરિલિયમ ફ્લોરાઈડ (BeF_2) જેવા રેખીય અણુમાં બેરિલિયમ અને પ્રત્યેક ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે સમાન પરંતુ પરસ્પર વિરુદ્ધ ધ્રુવીયતા ઉદ્ભવે છે. આને પરિણામે કુલ પરિણામી ધ્રુવીયતાનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય છે અને અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય છે.



એમોનિયા (NH_3) અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય શૂન્ય નથી, તેથી તે સમરેખીય નથી, પરંતુ તેના અણુની રચના પિરામિડલ છે.



ફ્લોરિન તત્ત્વની વિદ્યુતઋણમયતા હાઇડ્રોજનતત્ત્વની વિદ્યુતઋણમયતા કરતાં વધારે હોવા છતાં પણ, NH_3ના અણુની દ્વિધ્રુવી ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય NF_3 અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાના મૂલ્ય કરતાં વધુ છે. આ બંને અણુઓમાં મધ્યસ્થ નાઇટ્રોજન પરમાણુ પર એક અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉન-યુગ્મ છે. NH_3ના અણુમાં ત્રણ N–H બંધની ધ્રુવીયતા નાઇટ્રોજન પરમાણુ તરફ હોય છે. (હાઇડ્રોજન કરતાં નાઇટ્રોજનની વિદ્યુતઋણમયતા વધુ છે.) આમ, NH_3અણુમાં ત્રણ N–H બંધની ધ્રુવીયતા એક જ પરમાણુ નાઇટ્રોજન ઉપર સંકેન્દ્રિત થાય છે, તેથી પરિણામી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય વધે છે. જ્યારે NF_3 અણુમાં N–F બંધની ધ્રુવીયતા ફ્લોરિન પરમાણુ તરફની હોય છે. (નાઇટ્રોજન કરતાં ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણમયતા વધુ હોય છે.) આમ, NF_3અણુમાં ત્રણ N–F બંધની ધ્રુવીયતા અલગ-અલગ દિશામાં હોવાથી પરિણામી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય, NH_3 અણુની સરખામણીમાં ઓછું હોય છે.



કોષ્ટક 1.6માં કેટલાક અણુઓની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનાં મૂલ્યો તથા તેઓની ભૌમિતિક રચના દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 1.6 કેટલાક પસંદગીના અણુઓની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા અને ભૌમિતિક આકાર

અણુનો પ્રકાર	ઉદાહરણ	દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા μ (D)	ભૌમિતિક આકાર
અણુ AB	HF	1.78	રેખીય
	HCl	1.07	રેખીય
	HBr	0.79	રેખીય
	HI	0.38	રેખીય
	H_2	0	રેખીય
અણુ AB_2	H_2O	1.85	વળેલો (bent)
	H_2S	0.95	વળેલો (bent)
	CO_2	0	રેખીય
અણુ AB_3	NH_3	1.47	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	NF_3	0.23	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	BF_3	0	સમતલીય ત્રિકોણાકાર

અણુ AB_4	CH_4 $CHCl_3$ CCl_4	0 1.04 0	સમચતુષ્ફલકીય સમચતુષ્ફલકીય સમચતુષ્ફલકીય

1.8 સહસંયોજક બંધનો અભિગમ (Approach to Covalent Bond)

સહસંયોજક બંધની સમજૂતી લૂઈસના સિદ્ધાંતથી આપી શકાય, પરંતુ અણુઓના આકાર તથા બંધની ધ્રુવીયતા આ સિદ્ધાંતથી સમજાવી શકાતી નથી. સહસંયોજક બંધની રચનાનો આધુનિક સિદ્ધાંત ક્વૉન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર પર આધારિત છે. આની સમજૂતી માટેના મુખ્ય બે અભિગમ, સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theroy : VBT) અને આણ્વિય કક્ષકવાદ (Molecular Orbital Thery : MOT) છે.

સૌપ્રથમ 1927માં હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) સંયોજકતા બંધનવાદનો સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો, જેને વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે સુધારા સાથે રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે પરમાણુઓની સંયોજકતા-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી બંધ રચાય છે. દા.ત., ડાયહાઇડ્રોજન અણુ, બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ સંયોજાવાથી બને છે. દરેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ, કેન્દ્રમાં એક પ્રોટોન અને તેની કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે. સંયોજકતા બંધનવાદ પ્રમાણે પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે એકલ સહસંયોજક બંધ, H–Hની રચના થાય છે. સંમિશ્રણ પામતી પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s-કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સ્પિન (ભ્રમણ)ની દિશા એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોય છે. હાઇડ્રોજન અણુની રચનામાં બે 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી વિરુદ્ધ સ્પિન ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુના કેન્દ્ર વચ્ચે રહે છે. આ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, બંને કેન્દ્રો વડે એકસમાન આકર્ષણ અનુભવે છે.

1.9 સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theory)

1927 માં વૈજ્ઞાનિકો હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) સંયોજકતા બંધનવાદ સૌપ્રથમ રજૂ કર્યો, જેનો વિસ્તૃત અભ્યાસ અને વિકાસ વૈજ્ઞાનિકો લિનસ પાઉલિંગ (Linus Pauling) અને સ્લેટરે (Slater) કર્યો. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે જ્યારે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ સંમિશ્રણ પામે છે અને પરિણામે સહસંયોજક બંધની રચના પ્રાપ્ત થાય છે. આમ, એક પરમાણુની એક અર્ધપૂર્ણ કક્ષક, બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ કક્ષક સાથે સંમિશ્રણ પામી સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમ, સંયોજાતા પરમાણુઓ તેઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી કરી સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે. કેટલીક વખત સંયોજાતા બે પરમાણુઓ પૈકી કોઈ એક પરમાણુ પાસે પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષક હોય અને બીજા પરમાણુની કક્ષક ખાલી હોય તોપણ તેઓ એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ પામી વિશિષ્ટ પ્રકારના સહસંયોજક બંધ (જેને સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે.)ની રચના કરે છે.

હાઇડ્રોજન તત્ત્વના બે પરમાણુઓ A અને B કે જેઓ N_A અને N_B કેન્દ્ર ધરાવે છે. ધારો કે તે એકબીજાની નજીક જાય છે. બંને પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન અનુક્રમે e_A અને e_B થી દર્શાવેલ છે, જ્યારે આ બંને પરમાણુઓ એકબીજાથી ખૂબ જ વધુ અંતરે હોય છે ત્યારે તેઓ વચ્ચે આંતર આકર્ષણ હોતું નથી. જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ વચ્ચે આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ-બળો ઉદ્ભવે છે.

આકર્ષણબળો નીચેનાં પરિબળોને લીધે ઉદ્ભવે છે :

(i) પરમાણુ પોતાના કેન્દ્ર અને (પોતાના જ) ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું આકર્ષણબળ અર્થાત્ $N_A - e_A$ અને $N_B - e_B$.

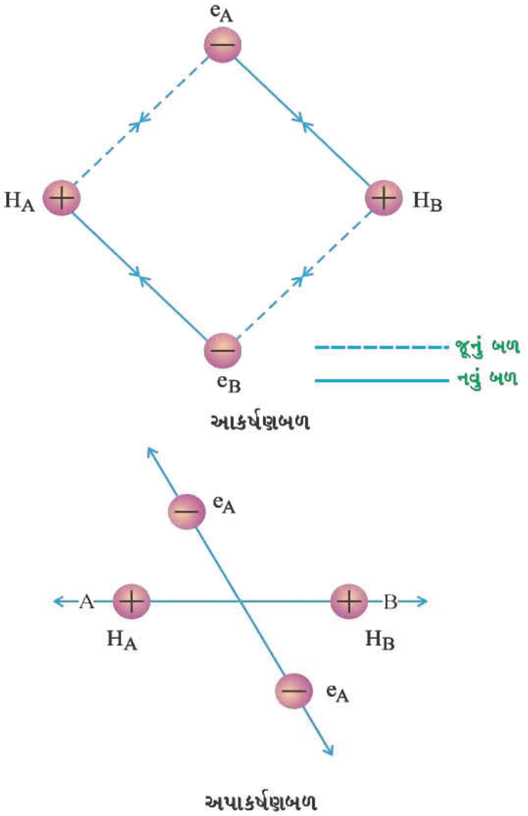
(ii) એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને બીજા પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું આકર્ષણબળ અર્થાત્ $N_A - e_B$ અને N_B અને e_A.

તેવી જ રીતે અપાકર્ષણબળો પણ નીચેનાં પરિબળોને લીધે ઉદ્ભવે છે :

(i) બંને પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણબળ અર્થાત્ $e_A - e_B$.

(ii) બંને પરમાણુઓનાં કેન્દ્રો વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણ-બળ અર્થાત્ $N_A - N_B$.

આકર્ષણબળો બંને પરમાણુઓને એકબીજાંની નજીક લઈ જવા પ્રયત્ન કરે છે, જ્યારે અપાકર્ષણબળો બંને પરમાણુઓને એકબીજાંથી દૂર ધકેલવાનો પ્રયત્ન કરે છે. આકૃતિ 1.2માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.2 H_2 અણુની રચનામાં ઉદ્‌ભવતાં આકર્ષણ અને અપાકર્ષણબળો

પ્રયોગોથી સાબિત થયું છે કે આકર્ષણબળોની માત્રા, અપાકર્ષણબળોની માત્રા કરતાં વધારે છે. પરિણામે બંને પરમાણુઓ એકબીજાની નજીક જાય છે અને તેઓની સ્થિતિ ઊર્જા ઘટે છે. બંને પરમાણુઓ એકબીજાની તેટલી હદ સુધી નજીક જઈ શકે છે કે જ્યારે આકર્ષણબળો, અપાકર્ષણબળોને સમતુલિત કરે છે અને પ્રણાલી ન્યૂનતમ ઊર્જા પ્રાપ્ત કરે છે. આ તબક્કે બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એકબીજા સાથે જોડાઈ અમુક ચોક્કસ અંતર રાખી સ્થાયી હાઇડ્રોજન અણુની રચના કરે છે. આ ચોક્કસ અંતર અથવા બંધલંબાઈ 74 pm છે.

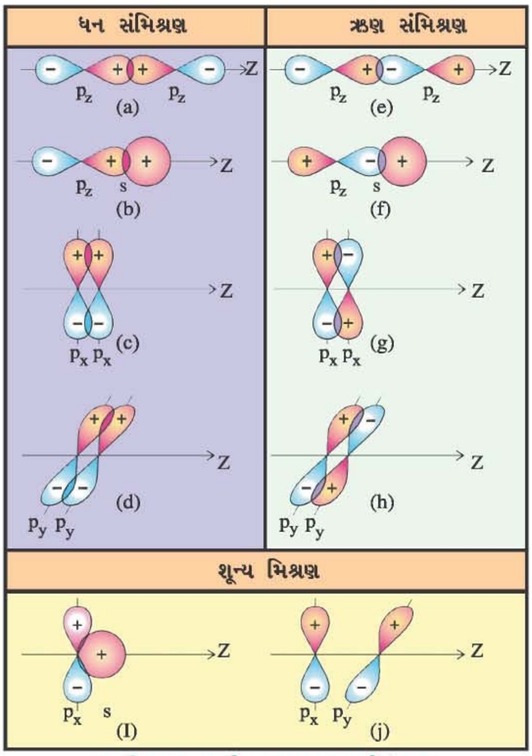
સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓ : સંયોજકતા બંધનવાદ મુજબ સમાન શક્તિવાળી, અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી (અને સમાન સંમિતિ ધરાવતી) પરમાણુકક્ષકો એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ પામી સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે અને પરિણામે સંયોજકતા કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનનું યુગ્મીકરણ થાય છે. સહસંયોજક બંધની પ્રબળતા, પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણની માત્રાને સમપ્રમાણમાં હોય છે. અર્થાત્ જો પરમાણુની સંયોજકતા-કક્ષકોનું એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ વધુ થાય, તો સહસંયોજક બંધ વધુ પ્રબળ હોય છે. સરળ ભાષામાં સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓ નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

(i) સામાન્ય રીતે સંમિશ્રણ પામતી પરમાણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જામાં વધુ તફાવત હોવો જોઈએ નહિ.

(ii) સંમિશ્રણ પામતી પરમાણ્વિય કક્ષકો અર્ધપૂર્ણ હોવી જોઈએ અને તેમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની ભ્રમણની દિશા એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોવી જોઈએ.

(iii) પરમાણ્વિય કક્ષકોનું યોગ્ય માત્રામાં સંમિશ્રણ થવું જોઈએ, જેથી રાસાયણિક બંધની રચના થઈ શકે.

પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : જ્યારે બે પરમાણુઓ, એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ વચ્ચે પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થાય છે. આ સંમિશ્રણ ધન, ઋણ કે શૂન્ય હોઈ શકે, જેનો આધાર સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુ કક્ષકોના ગુણધર્મ પર રહેલો છે. s અને p-કક્ષકોની વિવિધ સંમિશ્રણ ગોઠવણી આકૃતિ 1.3માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.3 s અને p પરમાણુકક્ષકોનું ધન, ઋણ અને શૂન્ય સંમિશ્રણ

પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણની અભિધારણાઓ સમકેન્દ્રીય, વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણુ અણુઓ તથા બહુકેન્દ્રીય અણુઓને એકસમાન રીતે જ લાગુ પડે છે. CH_4, NH_3 અને H_2O જેવા બહુકેન્દ્રીય પરમાણુઓ ધરાવતા અણુઓમાં

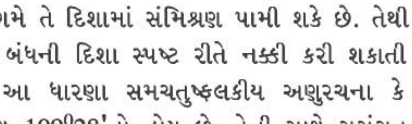
રાસાયણિક બંધન સંયોજકતા બંધનવાદની મદદથી સમજાવી શકાય છે. તેમના આકાર અને બંધકોણ પણ જાણી શકાય છે. આપણે જાણીએ છીએ કે CH_4, NH_3 અને H_2O અણુઓના આકાર અનુક્રમે સમચતુષ્ફલકીય, પિરામિડલ તથા વળેલો (bent) જોવા મળે છે. આ ભૌમિતિક આકારોને પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણના સંદર્ભમાં પણ સમજાવી શકાય.

CH_4 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ કાર્બનની ધરાસ્થિતિમાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [He] $2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$ છે અને ઉત્તેજિત અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રૉનીયરચના [He] $2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ છે. આમ, કાર્બન પરમાણુની ચાર અર્ધપૂર્ણ કક્ષકો ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓની 1s અર્ધપૂર્ણ પરમાણ્વિય કક્ષકોની સાથે સંમિશ્રણ પામી ચાર C–H બંધ બનાવે છે. કાર્બન પરમાણુની ત્રણ p-કક્ષકો એકબીજાને 90^0 ના ખૂણે આવેલી છે, તેથી ત્રણ C–H બંધ પણ એકબીજાથી 90^0ના ખૂણે જોવા મળે છે. પરંતુ કાર્બન પરમાણુની 2s-કક્ષક અને હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s-કક્ષક સંમિતીય રીતે ગોળાકાર છે, તેથી તેઓ એકબીજા સાથે ગમે તે દિશામાં સંમિશ્રણ પામી શકે છે. તેથી ચોથા C–H બંધની દિશા સ્પષ્ટ રીતે નક્કી કરી શકાતી નથી. પરંતુ આ ધારણા સમચતુષ્ફલકીય અણુરચના કે જેમાં બંધકોણ $109^0 28'$નો હોય છે, તેની સાથે સુસંગત નથી. આથી કહી શકાય કે પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ સદિશ ગુણધર્મો ધરાવતું નથી. આ જ રીતે NH_3 અને H_2Oના અણુના આકાર તથા બંધકોણ સમજાવી શકાય.

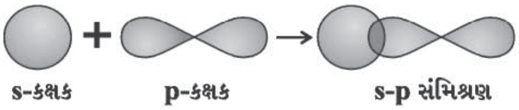
સંમિશ્રણના પ્રકાર અને સહસંયોજક બંધનો સ્વભાવ : સહસંયોજક બંધને પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણથી રચાતા બંધને આધારે બે પ્રકારમાં વહેંચી શકાય છે :

(i) σ-બંધ : આ પ્રકારનો σ સહસંયોજક બંધ, આંતરકેન્દ્રીય અક્ષ ધરાવતી બે પરમાણુકક્ષકોના છેડાના સંમિશ્રણથી (end to end overlapping) પ્રાપ્ત થાય છે. તેને અક્ષીય સંમિશ્રણ (axial overlap) પણ કહે છે. આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ નીચે દર્શાવેલ પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી પ્રાપ્ત થાય છે.

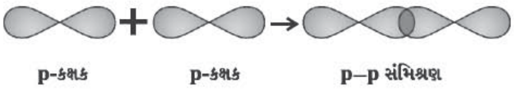
s–s કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : આ પ્રકારમાં એક જ અક્ષ ધરાવતી બે અર્ધપૂર્ણ 's', કક્ષકોનું સંમિશ્રણ જોવા મળે છે.



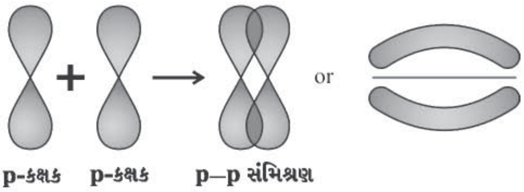
s–p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : આ પ્રકારમાં એક પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ s-કક્ષક અને બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષક વચ્ચે સંમિશ્રણ થાય છે.



p–p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : એકબીજાની નજીક જતાં બે પરમાણુઓની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી p–p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ જોવા મળે છે.



(ii) π–બંધ : આ પ્રકારના π–સહસંયોજક બંધની રચનામાં સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુકક્ષકોના અક્ષ એકબીજાને સમાંતર રહે છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષને લંબરૂપે રહે છે.



કોઈ પણ પ્રકારના σ– અથવા π–બંધની પ્રબળતા પરમાણ્વિય કક્ષકોની સંમિશ્રણની માત્રાને સમપ્રમાણ હોય છે. σ–બંધની રચનામાં પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ વધુ પ્રમાણમાં થાય છે, પરિણામે σ–બંધ પ્રબળ હોય છે. π– બંધની રચનામાં પરમાણ્વિય કક્ષકોનું બાજુ-બાજુ (side-wise side)માંથી સંમિશ્રણ થતું હોવાથી સંમિશ્રણની માત્રા ઓછી હોય છે, પરિણામે π–બંધ, σ–બંધની સાપેક્ષમાં નિર્બળ હોય છે.

1.10 આણ્વિય કક્ષકવાદ (Molecular Orbital Theory)

આણ્વિય કક્ષકવાદ સૌપ્રથમ 1932માં વૈજ્ઞાનિકો મુલિકન (Mulliken) અને હુન્ડે (Hund) રજૂ કર્યો. તેમના મત મુજબ અણુની આણ્વિય કક્ષકનું વર્ણન પરમાણુની પરમાણ્વિય કક્ષક જેવું જ હોય છે. પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણ્વિય કક્ષકો (જેવી કે... s, p, d.... વગેરે)માં ગોઠવાય છે, તેવી જ રીતે અણુના ઇલેક્ટ્રૉન આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાતા હોય છે. પરમાણુના કેન્દ્રની આજુબાજુ ઇલેક્ટ્રૉનનું સંભાવના-વિતરણ (probability distribution) પરમાણ્વિય કક્ષક દ્વારા દર્શાવાય છે. તે જ પ્રમાણે અણુના કેન્દ્રના સમૂહની આજુબાજુ ઇલેક્ટ્રૉનનું સંભાવના-વિતરણ આણ્વિય કક્ષક દ્વારા દર્શાવાય છે. આણ્વિય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી આઉફ-બાઉનો નિયમ, પૌલીનો નિષેધનો નિયમ તથા હુન્ડના મહત્તમ ભ્રમણના નિયમોને આધીન રહીને કરવામાં આવે છે.

આણ્વિય કક્ષકવાદના મહત્ત્વના મુદ્દાઓ :

(i) પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન જેવી રીતે અલગ-અલગ પરમાણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા હોય છે, તેવી જ રીતે અણુના ઇલેક્ટ્રૉન પણ વિવિધ આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા હોય છે.

(ii) સમાન શક્તિવાળી અને યોગ્ય સંમિતિ ધરાવતી પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજા સાથે કોઈ ચોક્કસ રીતે જોડાઈ આણ્વિય કક્ષકો આપે છે.

(iii) પરમાણ્વિય કક્ષકોમાં રહેલાં ઇલેક્ટ્રૉન ફક્ત એક જ કેન્દ્રની અસર હેઠળ હોય છે. જ્યારે આણ્વિય કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન બે કે વધારે કેન્દ્રની અસર હેઠળ હોય છે. તેનો આધાર અણુમાં કેટલા પરમાણુઓ રહેલા છે, તેના પર છે. આમ, પરમાણ્વિય કક્ષકો એક-કેન્દ્રીય (monocentric) છે જ્યારે આણ્વિય કક્ષકો બહુ-કેન્દ્રીય (polycentric) છે.

(iv) જેટલી સંખ્યામાં પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજા સાથે જોડાય તેટલી સંખ્યામાં આણ્વિય કક્ષકો પ્રાપ્ત થાય છે. આ પૈકી અડધી સંખ્યા આણ્વિય કક્ષકો બંધકારક આણ્વિય કક્ષકો (Bonding Molecular Orbital : BMO) કહેવાય છે. બાકીની અડધી સંખ્યાની આણ્વિય કક્ષકોને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો (Antibonding Molecular Orbital : ABMO) કહે છે.

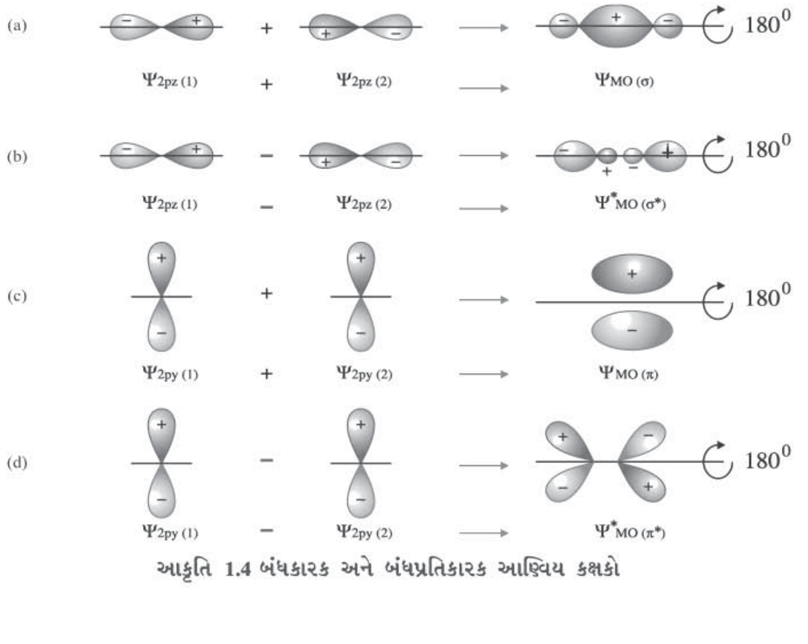
(v) જે-તે પરમાણ્વિય કક્ષકોના જોડાવાથી પ્રાપ્ત થતી બંધકારક આણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જા, બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકોની સરખામણીમાં ઓછી હોય છે.

પરમાણુકક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (LCAO) અને આણ્વિય કક્ષકોની રચના : તરંગ યંત્રશાસ્ત્ર અનુસાર આણ્વિય કક્ષકોની રચના જે બે પરમાણુ વચ્ચે બંધ રચાતો હોય તેના સ્વીકાર્ય તરંગવિધેયોનો એકઘાત સંચય અથવા પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (Linear Combination of Atomic Orbitals) છે. જ્યારે બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ જોડાઈને H_2 અણુ બને ત્યારે પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુનું સ્વીકાર્ય તરંગવિધેય $\Psi_{1s(1)}$ અને $\Psi_{1s(2)}$ના એકઘાત સંચય અથવા રૈખિક સંગઠન નીચે પ્રમાણે બે રીતે થઈ શકે છે, તેથી બે સ્વીકાર્ય તરંગવિધેય Ψ_{MO} અને Ψ^*_{MO} રચાય છે.

$$\Psi_{MO} = \Psi_{1s(1)} + \Psi_{1s(2)}$$
$$\Psi^*_{MO} = \Psi_{1s(1)} - \Psi_{1s(2)}$$

અહીં (1) અને (2) હાઇડ્રોજનના બે પરમાણુ માટે વપરાતો ક્રમાંક છે. અહીં રચાતાં બે આણ્વિય તરંગવિધેયો બે આણ્વિય કક્ષકો વર્ણવે છે. Ψ_{MO} દ્વારા નિર્દેશિત થતી આણ્વિય કક્ષકને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે અને Ψ^*_{MO} દ્વારા નિર્દેશિત થતી આણ્વિય કક્ષકને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે.

બે 1s-કક્ષકોના પૂરક સંમિશ્રણથી આણ્વિય કક્ષક બને ત્યારે બંને પરમાણુકેન્દ્રો પર છવાયેલી હોય છે. આ આણ્વિય કક્ષકની કુલ ઊર્જા બંને પરમાણ્વિય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા કરતાં ઓછી હોય છે, તેને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે. જ્યારે બે 1s-કક્ષકોના વિરોધક સંમિશ્રણથી પરમાણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જા કરતાં વધારે ઊર્જાવાળી આણ્વિય કક્ષક બને તેને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે.



આકૃતિ 1.4 બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો

આકૃતિ 1.4માં આડી રેખા બંધ ધરી છે. (+) તથા (–) ચિહ્નો તરંગવિધેયનાં ચિહ્નો છે, જે વિદ્યુતભાર દર્શાવતાં નથી. ધરીનું ભ્રમણ 180^0ના કોણથી કરતાં (a) અને (b) માં (+) અને (–)ચિહ્નોનાં સ્થાન બદલાતાં નથી, તેથી આ આણ્વિય કક્ષકો નળાકાર સમમિતિ ધરાવે છે. આ આણ્વિય કક્ષકો σ સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે. (a)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંભાવના વધુ હોવાથી આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક (σ) કહે છે. (b)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંભાવના ઓછી હોવાથી આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકમાં પ્રવેશતા ઇલેક્ટ્રૉન-બંધનો પ્રતિકાર કરે છે, તેથી તેની બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક (σ*) કહે છે. (c) અને (d) દ્વારા દર્શાવેલી આણ્વિય કક્ષકો π પ્રકારની છે. કારણ કે બંધ ધરીનું ભ્રમણ 180^0ના કોણથી ભ્રમણ કરતાં તરંગવિધેયનાં ચિહ્નોનાં સ્થાન બદલાય છે. (c)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંભાવના વધુ હોવાથી તે π પ્રકારની બંધકારક આણ્વિય કક્ષક (π) છે, જ્યારે (d)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંભાવના ઘટતી હોવાથી તે π પ્રકારની બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક (π*)છે. આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકમાં બે કેન્દ્ર વચ્ચે નોડલ સમતલ હોય છે. નોડલ સમતલમાં ઇલેક્ટ્રૉન મળવાની સંભાવના શૂન્ય હોય છે.

પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટેની શરતો : પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી જ્યારે આણ્વિય કક્ષકોની રચના થાય ત્યારે, કેટલીક જરૂરિયાતો સંતોષાવી જોઈએ. આ જરૂરિયાતોને પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો પણ કહે છે, જે નીચે મુજબ છે :

(i) સંયોજાતા પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકો સમાન ઊર્જા ધરાવતી હોવી જોઈએ.

(ii) સંયોજાતા પરમાણુઓ શક્ય તેટલા એકબીજાની નજીક હોવા જોઈએ, જેથી પરમાણ્વિય કક્ષકોની અક્ષ પર સંમિશ્રણ વધુ થઈ શકે.

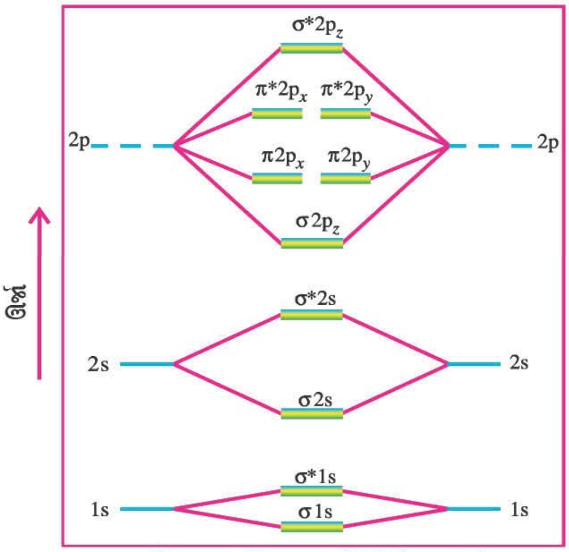
(iii) સંયોજાતી બંને પરમાણ્વિય કક્ષકોની સંમિતિ સમાન હોવી જોઈએ.

1.11 આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર (Types of Molecular Orbitals)

દ્વિપરમાણ્વિય અણુની આણ્વિય કક્ષકો સામાન્ય રીતે σ અને πથી દર્શાવાય છે. σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો બંધ ધરીની આસપાસ સંમિતિ ધરાવે છે, જ્યારે π પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો બંધ ધરીની આસપાસ સંમિતિ ધરાવતી નથી. સામાન્ય રીતે s–s કક્ષકો તથા s–p પ્રકારના રૈખિક સંગઠનથી σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે. p_z–p_z પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે. p_x–p_x તથા p_y–p_y પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી π–બંધ મળે છે.

1.12 આણ્વિય કક્ષકો અને તેમની સાપેક્ષ ઊર્જા (Molecular Orbitals and their Relative Energies)

જ્યારે બે પરમાણુઓ નજીક આવી આણ્વિય કક્ષકો રચે ત્યારે આણ્વિય કક્ષકોની કુલ સંખ્યા તે બે પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકોની કુલ સંખ્યા જેટલી જ હોય છે. હાઇડ્રોજનથી નિયોન સુધીનાં તત્ત્વોના બે પરમાણુઓ નજીક લાવીને તત્ત્વમાંથી દ્વિપરમાણ્વિય અણુ રચાય, ત્યારે રચાતી આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર અને તેમની સાપેક્ષ શક્તિ આકૃતિ 1.5 પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.



આકૃતિ 1.5 આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

આણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જાનો ચઢતો ક્રમ H_2 થી N_2 અણુઓ માટે નીચે પ્રમાણે છે :

$\sigma 1s < \sigma^*1s < \sigma 2s < \sigma^*2s < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < \sigma 2p_z < (\pi^*2p_x = \pi^*2p_y) < \sigma^*2p_z$

પરંતુ O_2થી Ne_2 અણુઓ માટે આ ક્રમ બદલાય છે, જે નીચે પ્રમાણે છે :

$\sigma 1s < \sigma^*1s < \sigma 2s < \sigma^*2s < \sigma 2p_z < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < (\pi^*2p_x = \pi^*2p_y) < \sigma^*2p_z$

1.13 આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને બંધક્રમાંક (Molecular Electronic Configuration and Bond Order)

વિવિધ આણ્વિય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની વહેંચણીને આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના કહે છે. અણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પરથી કેટલીક અગત્યની માહિતી મળે છે.

અણુની સ્થાયિતા : ધારો કે અણુમાં N_b એ બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા હોય અને N_a બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા હોય, તો

(i) $N_b > N_a$ માટે અણુ વધુ સ્થાયી હોય છે.

(ii) $N_b < N_a$ માટે અણુ અસ્થાયી બને છે.

બંધક્રમાંક અને સ્થાયિતા : અણુની સ્થાયિતા, બંધક્રમાંકના મૂલ્યના સમપ્રમાણમાં હોય છે.

બંધક્રમાંક : બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની કુલ સંખ્યા (N_b) અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની કુલ સંખ્યા (N_a)ના તફાવતને બે વડે ભાગવાથી બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય મળે છે. અર્થાત્

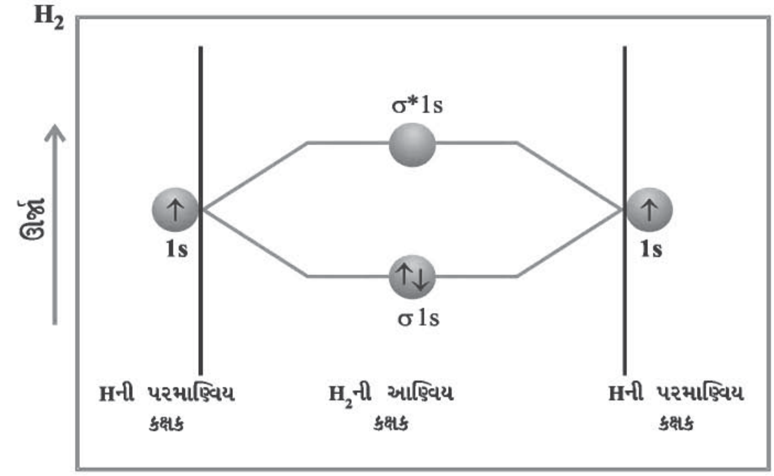
$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a]$$

જો બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય ધન હોય ($N_b > N_a$), તો અણુ સ્થાયી બને છે. પરંતુ ઋણ અથવા શૂન્ય બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય ($N_b < N_a$ અથવા $N_b = N_a$) અણુની અસ્થાયિતા સૂચવે છે.

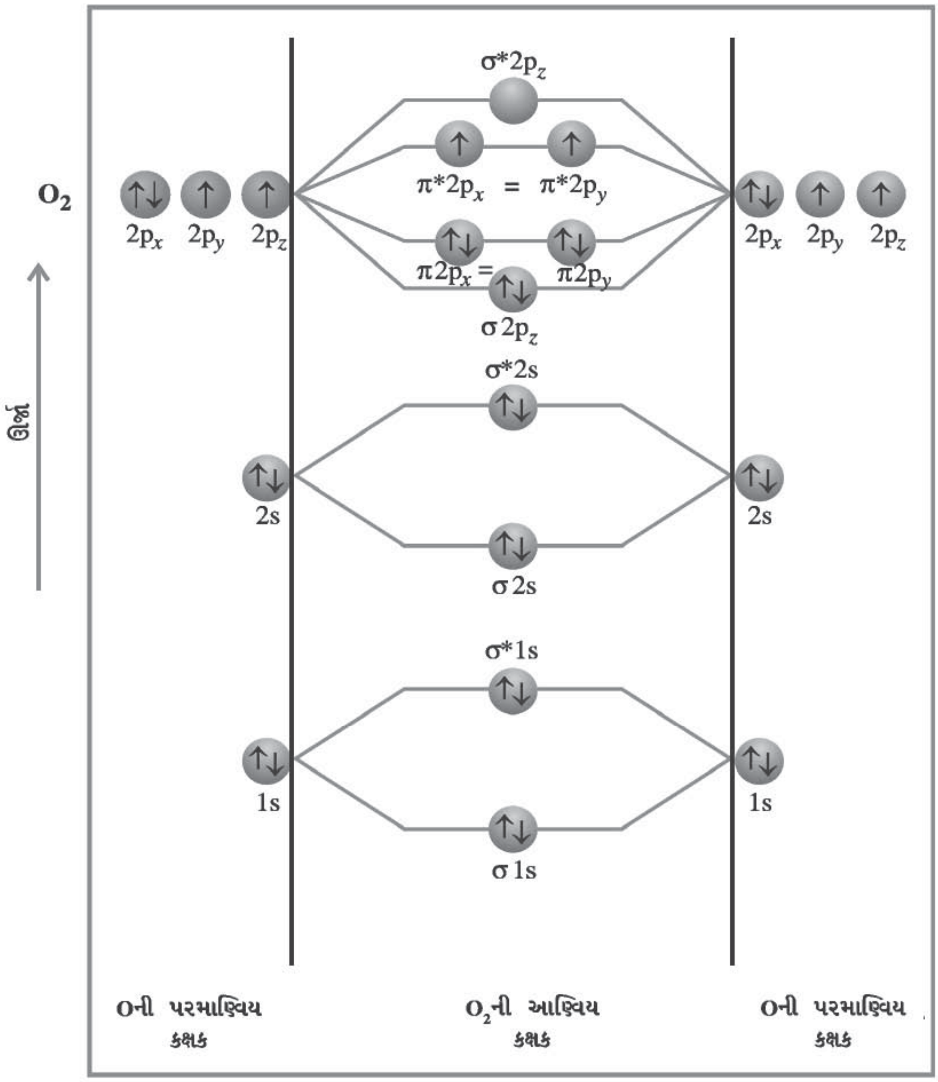
જો આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોય તો તે અણુ/આયન અનુચુંબકીય બને અને જો બધા જ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મિત હોય તો તે પ્રતિચુંબકીય બને છે.

1.14 H_2 થી Ne_2 જેવા સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયિતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો (Energy Level Diagram Bond Order, Stability and Magnetic Properties of Homonuclear Diatomic Molecules like He_2 to Ne_2)

કોઈ પણ સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુની આણ્વિય કક્ષકોના ઊર્જાસ્તર આરેખ આકૃતિ 1.5 પ્રમાણે દોરી, તેમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી કરી બંધક્રમાંકની ગણતરી કરી શકાય. H_2 અણુ તથા O_2 અણુની આણ્વિય કક્ષકના ઊર્જાસ્તર આરેખ ઉદાહરણરૂપે અનુક્રમે આકૃતિ 1.6(a) અને (b)માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.6 (a) H_2ની આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ



આકૃતિ 1.6 (b) O_2ની આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

(1) H_2 અણુ : H પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^1$ છે, તેથી H_2 અણુમાં કુલ બે ઇલેક્ટ્રૉન છે. આ બંને ઇલેક્ટ્રૉનની આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના નીચે પ્રમાણે થશે :

$H_2 = (\sigma 1s)^2$

બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}[N_b - N_a]$

$= \frac{1}{2}[2 - 0]$

$= 1$

તેથી H_2 અણુમાં H–H છે.

(2) He_2 અણુ : He પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2$ અણુ છે, તેથી He_2 અણુમાં કુલ ચાર ઇલેક્ટ્રૉન છે, જેમની આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$He_2 = (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$

બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}[N_b - N_a]$

$= \frac{1}{2}[2 - 2] = 0$

અહીં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય મળે છે. જે સૂચવે છે કે He_2 અણુ અસ્થાયી છે માટે He_2 અણુ શક્ય નથી.

(3) Li_2 અણુ : Li પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^1$ છે. આમ Li_2 અણુમાં કુલ છ ઇલેક્ટ્રૉન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$Li_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[4 - 2] = 1$$

તેથી Li_2 માં Li – Li છે.

(4) Be_2 અણુ : Be પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2$ છે. આમ, Be_2 અણુમાં કુલ આઠ ઇલેક્ટ્રૉન છે, જે આણ્વિય કક્ષકોમાં નીચે મુજબ ગોઠવાશે :

$$Be_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[4 - 4] = 0$$

આમ, Be_2 અણુમાં બંધક્રમાંકનું શૂન્ય મૂલ્ય અસ્થાયી અણુ સૂચવે છે.

(5) B_2 અણુ : B પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^1$ છે. આમ, બોરોન અણુમાં કુલ દસ ઇલેક્ટ્રૉન છે, જે આણ્વિય કક્ષકોમાં નીચે પ્રમાણે ગોઠવાશે :

$$B_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^1 = (\pi 2p_y)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[6 - 4] = 1$$

આમ, B_2માં B – B છે. અહીં બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનને કારણે B_2 અણુ અનુચુંબકીય છે.

(6) C_2 અણુ : C પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^2$ છે, તેથી C_2 અણુમાં રહેલ કુલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા 12 થશે. તેમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના નીચે પ્રમાણે છે :

$$C_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[8 - 4] = 2$$

તેથી C_2માં C = C છે. બધા જ ઇલેક્ટ્રૉનનું યુગ્મિકરણ થયેલું હોવાથી C_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(7) N_2 અણુ : N પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^3$ છે, તેથી N_2 અણુમાં કુલ 14 ઇલેક્ટ્રૉન છે. તેમની આણ્વિય કક્ષકમાંની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના નીચે પ્રમાણે થશે :

$$N_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[10 - 4] = 3$$

તેથી N_2 અણુમાં $N \equiv N$ છે. બધાજ ઇલેક્ટ્રૉનનું યુગ્મિકરણ થયેલું હોવાથી N_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(8) O_2 અણુ : O પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^4$ છે, તેથી તેમાં કુલ 16 ઇલેક્ટ્રૉન છે, જેમની આણ્વીય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે થશે :

$$O_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\pi^*2p_x)^1 = (\pi^*2p_y)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[10 - 6] = 2$$

તેથી O_2 અણુમાં O = O છે. O_2 અણુમાં બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે અનુચુંબકીય છે. આ પરિણામ આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંતની વિશિષ્ટતા દર્શાવે છે, કારણ કે સંયોજકતા બંધનવાદ પ્રમાણે O_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(9) F_2 અણુ : F પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^5$ છે, તેથી F_2 અણુમાં કુલ 18 ઇલેક્ટ્રૉન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$F_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\pi^*2p_x)^2 = (\pi^*2p_y)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}[10 - 8] = 1$$

તેથી F_2 અણુમાં F – F છે. F_2 અણુમાં બધા જ યુગ્મિત સ્વરૂપે હોવાથી તે પ્રતિચુંબકીય છે.

(10) Ne_2 અણુ : Ne પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ છે. Ne_2 કુલ 20 ઇલેક્ટ્રૉન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે છે :

$$Ne_2 = (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2 (\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\pi^* 2p_x)^2 = (\pi^* 2p_y)^2 (\sigma^* 2p_z)^2$$

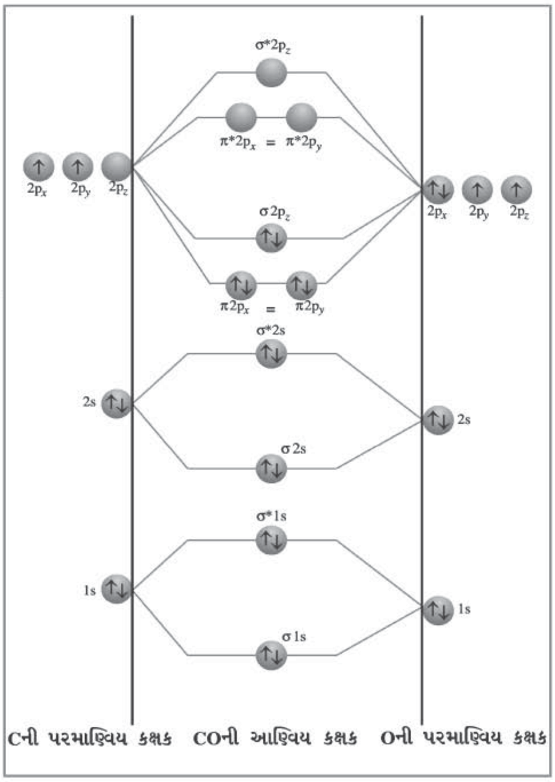
$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\left[N_b - N_a\right]$$

$$= \frac{1}{2}\left[10 - 10\right] = 0$$

અહીં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય છે, તેથી Ne_2 અણુ શક્ય નથી.

1.15 CO અને NO જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયિતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો (The Energy Diagram, Bond Order, Stability and Magnetic Properties of Heteronuclear diatomic Molecules Like CO and NO)

CO (કાર્બન મોનૉક્સાઇડ) અણુ : CO વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય અણુ છે. તેમાં કાર્બન અને ઑક્સિજન એમ બે અલગ-અલગ તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે છે. માટે તે વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે. આ બંને પરમાણુઓ કાર્બન અને ઑક્સિજનની પરમાણ્વિય કક્ષકોના ઊર્જા-સ્તરમાં તફાવત છે. કાર્બન પરમાણુની સરખામણીમાં ઑક્સિજન પરમાણુની અનુરૂપ કક્ષકોના ઊર્જાસ્તર નીચી સપાટીએ છે, અર્થાત્ ઓછી ઊર્જા ધરાવે છે. પરિણામે તે વધુ સ્થાયી પણ છે. કાર્બન મોનૉક્સાઇડ અણુમાં કુલ 14 ઇલેક્ટ્રૉન (છ ઇલેક્ટ્રૉન કાર્બન પરમાણુના તથા આઠ ઇલેક્ટ્રૉન ઑક્સિજન પરમાણુના) છે. આ ચૌદ ઇલેક્ટ્રૉન કાર્બન અને ઑક્સિજન પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંગઠનથી પ્રાપ્ત થતી આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાય છે. કાર્બન મોનૉક્સાઇડનો ઊર્જાસ્તર આરેખ પરથી જોઈ શકાશે કે તેમાં બધા જ ઇલેક્ટ્રૉન યુગ્મિત છે, તેથી તે પ્રતિચુંબકીય છે. CO અણુનો ઊર્જાસ્તર આલેખ આકૃતિ 1.7માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.7 CO અણુનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

કાર્બન મોનૉક્સાઇડ અણુમાં રહેલા ચૌદ ઇલેક્ટ્રૉનની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$CO : (\sigma 1s)^2 (\sigma^*1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\sigma 2p_z)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2} [N_b - N_a]$$
$$= \frac{1}{2} [10 - 4] = 3$$

આથી COમાં $C \equiv O$ થશે.

NO (નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ) અણુ : NO અણુ વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે, તેની રચનામાં નાઇટ્રોજન અને ઑક્સિજન એમ બે અલગ-અલગ તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે માટે તે વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે. આ બંને પરમાણુઓના ઊર્જાસ્તરમાં તફાવત છે. નાઇટ્રોજન પરમાણુની સરખામણીમાં ઑક્સિજન પરમાણુની અનુરૂપ કક્ષકોની ઊર્જા ઓછી છે.

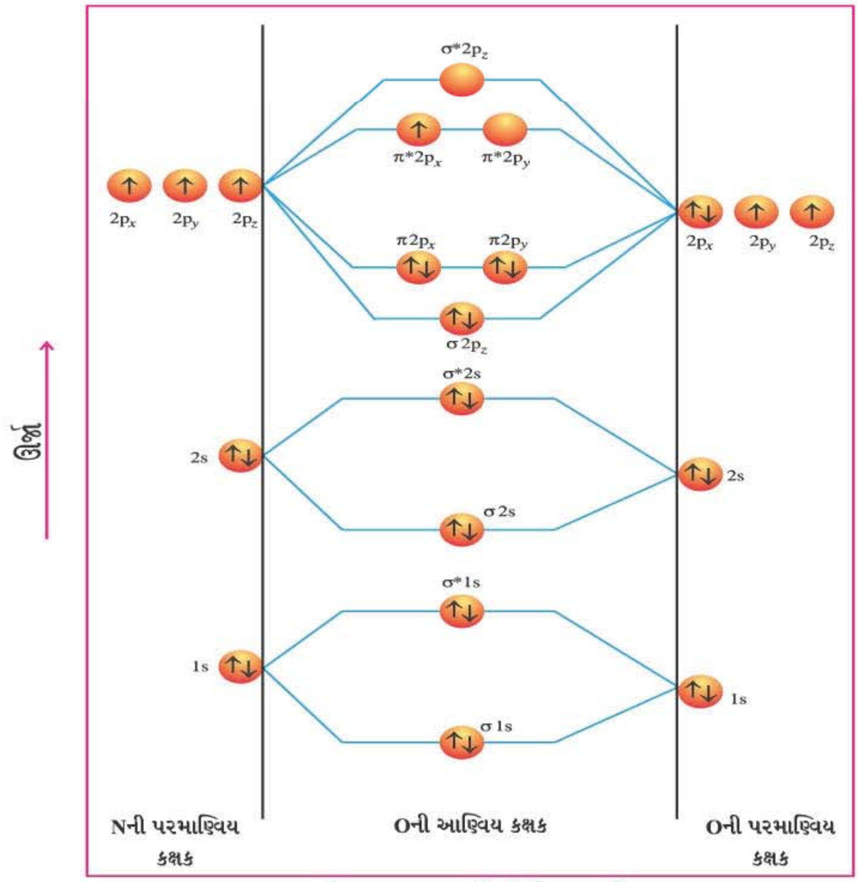
NO અણુમાં કુલ 15 ઇલેક્ટ્રૉન (સાત ઇલેક્ટ્રૉન નાઇટ્રોજન તત્ત્વના અને આઠ ઇલેક્ટ્રૉન ઑક્સિજન તત્ત્વના) છે. આ 15 ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી આણ્વિય કક્ષકોમાં આકૃતિ 1.8માં દર્શાવ્યા મુજબ થઈ શકે.

NO અણુના ઇલેક્ટ્રૉનની, આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$NO : (\sigma 1s)^2 (\sigma^*1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^*2s)^2 (\sigma 2p_z)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\pi^*2p_x)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2} [N_b - N_a]$$
$$= \frac{1}{2} [10 - 5] = 2.5$$

NO અણુમાં એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે અનુચુંબકીય છે અને બંધક્રમાંક અપૂર્ણાંક હોઈ NO અણુ અસ્થાયી છે. 1s-કક્ષકો (આંતઃકક્ષા)માં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન બંધ બનાવવામાં ભાગ લેતા નથી, તેથી તેમને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉન (Non-bonding) કહે છે.



આકૃતિ 1.8 NO અણુનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

1.16 આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ (Intermolecular Attraction Force)

વાયુની આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલનના અભ્યાસને આધારે વાન્ ડર વાલ્સ નામના વૈજ્ઞાનિકે અણુ-અણુ વચ્ચે ઉદ્ભવતું નિર્બળ આકર્ષણ દર્શાવ્યું. આ નિર્બળ આકર્ષણનું અસ્તિત્વ બીજા કોઈ પણ રાસાયણિક આકર્ષણબળ વડે સમજાવી શકાતું નથી, તેથી તેને વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણ બળ કહે છે. આ બળ સાર્વત્રિક છે. આયનીય પદાર્થોના ઘટકોમાં તેમજ સહસંયોજક પદાર્થોના ઘટકો વચ્ચે વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ પ્રવર્તતું હોય છે. તેનું પરિમાણ બીજા આકર્ષણબળોની સાપેક્ષમાં ખૂબ જ ઓછું હોવાને લીધે મોટા ભાગે બીજાં આકર્ષણબળોના પ્રભાવથી ઢંકાયેલું હોય છે. આ આકર્ષણબળ ખૂબ જ ઓછા અંતર 4.5 $\overset{0}{A}$ સુધી પ્રવર્તે છે. અણુની સપાટી પરના ઇલેક્ટ્રૉન બીજા અણુના કેન્દ્રનું આકર્ષણ અનુભવે છે, તેથી વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ ઉત્પન્ન થાય છે. આ આકર્ષણબળની પ્રબળતા જુદા-જુદા પદાર્થોના અણુ વચ્ચે જુદી-જુદી હોવાથી, જુદા-જુદા પદાર્થોના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુમાં તફાવત જોવા મળે છે. વાન્ ડર વાલ્સ બળ પ્રબળ હોય, તો ભૌતિક સ્થિતિ પ્રવાહી કે ઘન જોવા મળે છે. આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ નીચેનાં પરિબળો પર આધાર રાખે છે.

(i) અણુનો આકાર

(ii) અણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા

(iii) અણુઓની સંપર્ક સપાટી

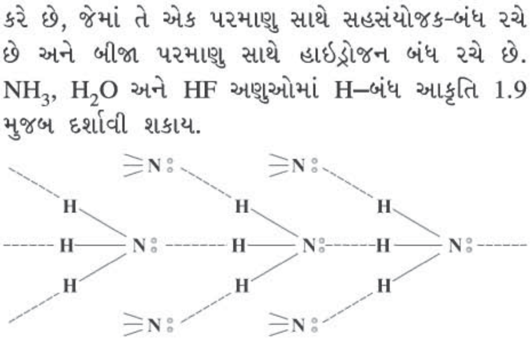
(iv) સરેરાશ આંતર-આણ્વિય અંતર

આ ચારેય પરિબળોનો અભ્યાસ નાઇટ્રોજન અને ફૉસ્ફરસ અણુ પરથી સમજી શકાય છે. જેમકે સામાન્ય તાપમાને એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોમાંનો નાઇટ્રોજન (N_2) વાયુ સ્વરૂપે છે, જ્યારે ફૉસ્ફરસ (P_4) ઘન સ્વરૂપે છે.

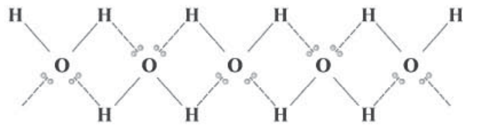
હાઇડ્રોજન બંધ : નાઇટ્રોજન, ઑક્સિજન અને ફ્લોરિન પ્રબળ ઋણવિદ્યુતમય તત્ત્વો છે. આવાં તત્ત્વો જ્યારે હાઇડ્રોજન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક-બંધથી જોડાય છે, ત્યારે સહસંયોજક બંધના (ભાગીદારીથી જોડાયેલા) ઇલેક્ટ્રૉન, વધુ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ તરફ ખેંચાયેલા હોય છે. આમ, એક હાઇડ્રાઇડ અણુનો આંશિક ધનવીજભારિત હાઇડ્રોજન પરમાણુ, બીજા હાઇડ્રાઇડ અણુનો વધુ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ સાથે પ્રબળતાથી આકર્ષાઈને બંધ બનાવે છે, જેને હાઇડ્રોજન બંધ (H–બંધ) કહે છે. સહસંયોજક બંધ કરતાં હાઇડ્રોજન બંધ નિર્બળ હોય છે. આમ, સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા ધનભારીય હાઇડ્રોજન અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ધરાવતાં વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વો વચ્ચે નીપજતા આકર્ષણબળને હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે. હાઇડ્રોજન-બંધને ત્રૂટકરેખા (........)થી દર્શાવાય છે. દા.ત., HF અણુમાં એક અણુના હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને બીજા અણુના ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે નીચે દર્શાવ્યા મુજબ H–બંધ રચાય છે.

$$\cdots\cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{F} \cdots\cdots \overset{\delta+}{H} - \overset{\delta-}{F} \cdots\cdots$$

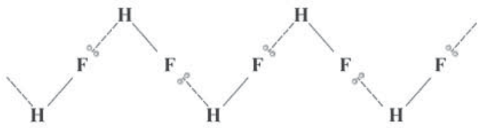
અહીં હાઇડ્રોજન-બંધ બે પરમાણુ વચ્ચે સેતુનું કામ કરે છે, જેમાં તે એક પરમાણુ સાથે સહસંયોજક-બંધ રચે છે અને બીજા પરમાણુ સાથે હાઇડ્રોજન બંધ રચે છે. NH_3, H_2O અને HF અણુઓમાં H–બંધ આકૃતિ 1.9 મુજબ દર્શાવી શકાય.



પ્રવાહી NH_3માં H– બંધ



પ્રવાહી H_2Oમાં H– બંધ



પ્રવાહી HF માં H– બંધ

આકૃતિ 1.9 હાઇડ્રોજન બંધ

NH_3, H_2O અને HF પ્રવાહી સ્થિતિમાં પ્રબળ હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવે છે, તેથી તેમનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તે જ સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોનાં હાઇડ્રાઇડની સરખામણીમાં અપેક્ષા કરતાં ઘણાં ઊંચાં હોય છે. જેમકે સમૂહ 15, 16 અને 17નાં પ્રથમ તત્ત્વોનાં હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો (NH_3, H_2O, HF) નાં ઊંચાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તેમાં રહેલા હાઇડ્રોજન બંધનું સમર્થન કરે છે. હાઇડ્રોજન બંધની ઊર્જા આશરે 40 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ જેટલી છે, જે વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ કરતાં વધુ પ્રબળ છે.

હાઇડ્રોજન-બંધને લીધે 277 K તાપમાને પાણીની ઘનતા મહત્તમ હોય છે. 273 Kથી 277 K તાપમાનના ગાળામાં બરફની ઘનતા કરતાં પાણીની ઘનતા વધુ હોવાથી બરફ પાણી પર તરે છે. બરફ હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવતો પાણીનો ઘન સ્ફટિક છે. હાઇડ્રોજન બંધની માત્રા પદાર્થની ઘન અવસ્થામાં સૌથી વધુ અને વાયુ અવસ્થામાં સૌથી

ઓછી હોય છે. સંયોજનોનાં બંધારણ અને ગુણધર્મો પર હાઇડ્રોજન બંધની અસર જોવા મળે છે.

હાઇડ્રોજન બંધનું મહત્ત્વ :

(i) પાણીમાં હાઇડ્રોજન બંધ રચાતો હોવાથી સામાન્ય તાપમાને પાણીનું બાષ્પન ધીમું થાય છે, તેથી પૃથ્વીની સપાટી પર મોટા પ્રમાણમાં પાણી ટકેલું છે.

(ii) પ્રાણી અને વનસ્પતિકોષમાં પાણીનો સંગ્રહ હાઇડ્રોજન બંધને આભારી છે.

(iii) જમીનમાં માટીના ઘટકો સાથે પાણીના અણુ હાઇડ્રોજન બંધ રચે છે, તેથી જમીનમાં ભેજ ટકી રહે છે.

(iv) સજીવોના સ્નાયુમાં રહેલા પ્રોટીનના અણુઓમાં એમાઇડ સમૂહને (–CONH–) લીધે હાઇડ્રોજન બંધ રચાય છે, તેથી સ્નાયુઓની કેટલીક કામગીરી હાઇડ્રોજન બંધને આભારી છે.

(v) હાઇડ્રોજન બંધને લીધે દવાઓની અસરકારકતા વધે છે અને ઝડપી બને છે.

(vi) ન્યુક્લિક ઍસિડ, DNA, RNA વગેરે જીવંત કોષોમાંના જીવરાસાયણિક અણુઓમાં હાઇડ્રોજન બંધ અતિ મહત્ત્વનો ભાગ ભજવે છે.

(vii) હાઇડ્રોજન બંધને કારણે સુતરાઉ કપડાં કરતાં કૃત્રિમ રેસાવાળાં (નાયલોન, ટેરેલિન વગેરે) કપડાં ઝડપથી સુકાય છે, કારણ કે પાણી સુતરાઉ કાપડમાંના સેલ્યુલોઝ સાથે હાઇડ્રોજન બંધ રચે છે.

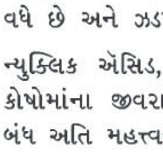
હાઇડ્રોજન બંધના પ્રકાર : હાઇડ્રોજન બંધના મુખ્યત્વે બે પ્રકાર છે :

(i) આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ (Intramolecular Hydrogen Bond)

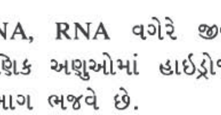
(ii) આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ (Intermolecular Hydrogen Bond)

એક જ અણુના પરમાણુઓ વચ્ચે જો હાઇડ્રોજન બંધ રચાતો હોય, તો તેવા હાઇડ્રોજન બંધને આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે.

દા.ત.,



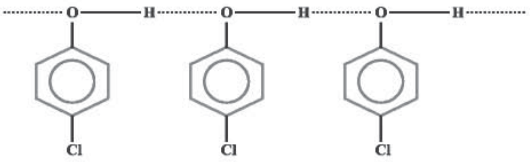
o- ક્લોરોફિનોલ



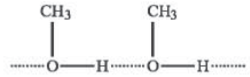
ઈથેન-1,2-ડાયોલ

એક જ સંયોજનના બે અથવા વધુ જુદા-જુદા અણુઓ વચ્ચે રચાતા હાઇડ્રોજન બંધને આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે.

દા.ત.,



p- ક્લોરોફિનોલ



મિથેનોલ

આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ, એક જ સંયોજનના એક કરતાં વધુ અણુઓ વચ્ચે રચાતા હોવાથી, આવા હાઇડ્રોજન બંધની સંખ્યા વધુ હોય છે. પરિણામે આવાં સંયોજનોના ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ પ્રમાણમાં ઊંચાં હોય છે.

આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ એક જ અણુના પરમાણુઓ વચ્ચે આંતરિક રીતે રચાતો હોય છે. પરિણામે આવા હાઇડ્રોજન બંધની સંખ્યા સીમિત હોય છે, તેથી આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવતાં સંયોજનોનાં ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ પ્રમાણમાં નીચાં હોય છે.

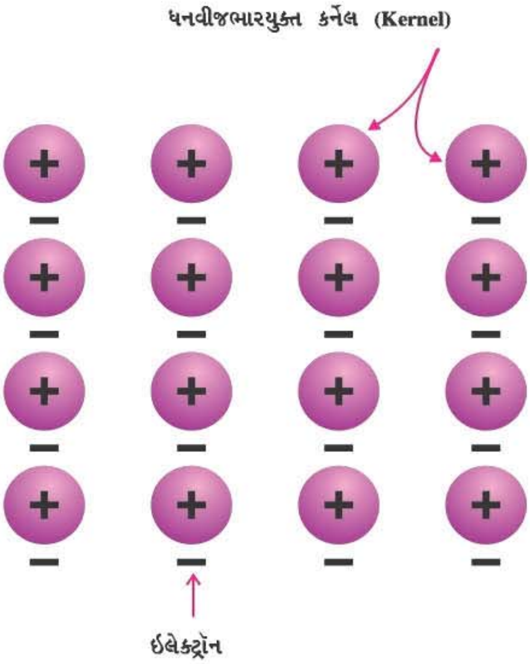
દા.ત., o–ક્લોરોફિનોલ કરતાં p–ક્લોરોફિનોલનું ઉત્કલનબિંદુ ઊંચું હોય છે. કારણ કે o–ક્લોરોફિનોલમાં આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ અને p–ક્લોરોફિનોલમાં આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ રહેલા હોય છે.

1.17 ધાત્વિક બંધનો ખ્યાલ (Concept of Metallic Bond)

ધાતુની ઓછી આયનીકરણ ઊર્જા સૂચવે છે કે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન માટે ધાતુ-પરમાણુને ઓછું આકર્ષણ છે. તેમજ સહસંયોજક બંધ બનાવવા માટે ધાતુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન અપૂરતા (સામાન્ય રીતે 1, 2 કે 3) છે. તેથી બે ધાતુ પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધ બનતો નથી. પરિણામે ધાતુઓમાં દિશાત્મક ગુણ જોવા મળતો નથી. ધાતુ પરમાણુઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન કોઈ પણ કેન્દ્ર કે સમગ્ર સ્ફટિક માટે સમાન ગણાય છે. આ ઇલેક્ટ્રૉનને વિસ્થાનીકૃત (delocalised) ઇલેક્ટ્રૉન કહે છે. વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન પોતાનું સ્થાન સ્ફટિકમાં સરળતાથી બદલી શકે છે. આ ધાતુ સ્ફટિકમાં ધનભારયુક્ત પરમાણુ કર્નેલ (સંયોજકતા કક્ષા સિવાયનો પરમાણુના કેન્દ્ર સહિતનો ધનભારયુક્ત ભાગ) વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વાદળમાં રહેલ ધનભારયુક્ત ગોળારૂપે વર્ણવી શકાય. સ્થિરવિદ્યુતના નિયમો પ્રમાણે પરમાણુ કર્નેલ ધનભારયુક્ત હોવાથી એકબીજા વચ્ચે અપાકર્ષણ હોવું જોઈએ. તેમ છતાં ખૂબ જ પાસપાસે

ગોઠવાયેલા પરમાણુ-કર્નેલ અને વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેના આકર્ષણબળ, પરમાણુ-કર્નેલને ભેગા રાખે છે. ધનભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નેલ અને તેની આજુબાજુ ગોઠવાયેલા વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું આકર્ષણ **ધાત્વિક બંધ છે.** તે પરમાણુ-કર્નેલને શક્ય તેટલી ઓછી જગ્યામાં સમાય તેવી ગોઠવણ કરે છે. તેમજ પાસપાસેના કોઈ પણ બે ગોળારૂપ પરમાણુ-કર્નેલની દરેક જોડી વચ્ચે સમાંતર અંતર રાખે છે.

ધાત્વિક બંધની સમજૂતી 'ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર નમૂના' (Electron-Sea Model)ની મદદથી પણ આપી શકાય. આ નમૂના મુજબ ધાતુ સ્ફટિકને વિસ્થાનીકૃત સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનનો સમુદ્ર કલ્પવામાં આવે છે. તેમાં ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નેલને તરતા કલ્પવામાં આવે છે. તે એકબીજાની નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે. આવા ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નેલ વચ્ચે વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉનની હાજરી હોવાથી આ વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નેલ સાથે પ્રબળ આકર્ષણબળ ધરાવે છે. આવા આકર્ષણબળને ધાત્વિક બંધ કહે છે. ધાતુના બધા જ ઇલેક્ટ્રૉન વિસ્થાનીકૃત હોતા નથી. પરંતુ જે ઇલેક્ટ્રૉન વિસ્થાનીકૃત છે તે ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર અને ધનભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નેલ વચ્ચે આકર્ષણ ધરાવે છે.



આકૃતિ 1.10 ધાત્વિક બંધનો ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર નમૂનો

1.18 સવર્ગ સહસંયોજક બંધ (Coordinate Covalent Bond)

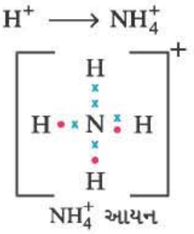
સવર્ગ સહસંયોજક બંધ, સહસંયોજક બંધનો જ એક પ્રકાર છે. સહસંયોજક બંધની રચનામાં, બંધથી જોડાતા પરમાણુઓ સરખી સંખ્યામાં ઇલેક્ટ્રૉન ભાગીદારી માટે આપે છે. દા.ત., H_2 અણુ.

પરંતુ કેટલીક વખત અણુ/આયનની રચનામાં ભાગીદારી માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, ભાગીદારીથી જોડાતા પરમાણુઓ પૈકી ગમે તે એક જ પરમાણુ આપે છે અને બંધની રચના થાય છે. આવા બંધની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થતી હોવાથી તેને સહસંયોજક બંધ કહે છે. પરંતુ ભાગીદારી માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, કોઈ પણ એક જ તત્ત્વના પરમાણુએ પ્રદાન કરેલા હોવાથી તે વિશિષ્ટ પ્રકારનો સહસંયોજક બંધ બનાવે છે. તેને **સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે.** આ બંધને તીરની નિશાની (→)થી દર્શાવાય છે અને તીરની દિશા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપનાર પરમાણુ તરફથી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારનાર પરમાણુ તરફ હોય છે.

સામાન્ય રીતે જે અણુમાં એક અથવા વધુ અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ હોય તે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ પ્રદાન કરી આ પ્રકારના બંધ બનાવે છે. આમ, કોઈ પણ તત્ત્વના પરમાણુની સંપૂર્ણ ખાલી કક્ષક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ધરાવતા પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રૉનની સરળતાથી ભાગીદારી થઈ આ પ્રકારનો બંધ બને છે.

દા.ત., NH_4^+ આયનમાં ત્રણ સહસંયોજક બંધ અને એક સવર્ગ સહસંયોજક બંધ છે.

$$NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$



NH_4^+ આયન

1.19 s, p અને d-કક્ષકો દ્વારા BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં સંકરણ (Hybridisation in BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6, by s, p and d orbitals)

BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં s, p અને d-કક્ષકો દ્વારા સંકરણની માહિતી કોષ્ટક નં 1.3 માં સમાવિષ્ટ છે.

સારાંશ

આ એકમમાં રાસાયણિક બંધન અને પરમાણુમાંથી રચાતા અણુઓની રચનાનો અભ્યાસ સમાવિષ્ટ કરવામાં આવ્યો છે. તત્ત્વનો નાનામાં નાનો કણ પરમાણુ છે અને સંયોજનોનો નાનામાં નાનો કણ અણુ છે. અણુની રચના થાય ત્યારે તેમાંના પરમાણુઓને જોડી રાખતું બળ અથવા બંધન રાસાયણિક બંધન કહેવાય છે. આ પ્રકારના બંધારણની સંભાવના વિશે કોસેલ-લૂઈસ, VSEPR સિદ્ધાંત, સંયોજકતા, બંધનવાદ, આણ્વિય કક્ષકવાદ જેવા ઘણા ખ્યાલો રજૂ થયેલ છે. રાસાયણિક બંધનમાં કેન્દ્રની ફરતે રહેલી કક્ષાઓ અને તેમાંય પણ સંયોજકતા-કક્ષકો વિશે વધુ સંબંધ ધરાવે છે, કેન્દ્ર વિશે વિચારતાં નથી, પરંતુ તેના ધનભારથી થતી અસરને ધ્યાનમાં લઈએ છીએ. વૈજ્ઞાનિકો કોસેલ અને લૂઈસે રાસાયણિક બંધનનો અભિગમ દર્શાવ્યો હતો. આમાં પરમાણુઓ ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી કે ગુમાવીને અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે છે, જે રાસાયણિક રીતે નિષ્ક્રિય રહે છે. આને અષ્ટકનો નિયમ કહે છે. આવા બંધને આયનીય બંધ કહેવામાં આવે છે. દા.ત., NaCl, આ ઉપરાંત કેટલાંક પરમાણુઓ એકબીજા સાથે ઇલેક્ટ્રૉનની સહિયારી ભાગીદારી કરી અષ્ટકરચના કરી સ્થાયી અણુ બનાવે છે. દા.ત., Cl_2. લૂઈસે આવા બંધારણ દર્શાવવા પરમાણુની આજુબાજુ ટપકાં અને ચોકડી (dot અને cross) સંજ્ઞાઓ દર્શાવી સ્થાયી અણુઓની રચના સમજાવી. આવા બંધને સહસંયોજક બંધ કહે છે. કોસેલના નિયમનો અભિગમ એકમમાં વિગતે સમજાવેલો છે.

જ્યારે કોઈ બંધની રચના થાય ત્યારે તેમના પરમાણુના કેન્દ્રની વચ્ચેના અંતરને બંધલંબાઈ તથા તેમની વચ્ચે રચાતા ખૂણાને બંધકોણ કહેવામાં આવે છે. તમે જાણો છો તે પ્રમાણે એકલબંધ (–), દ્વિબંધ (=) અને ત્રિબંધ (≡)ની બંધલંબાઈ જુદી-જુદી હોય છે. બંધકોણ અણુને ભૌમિતિક આકાર આપે છે. જેમકે 180^0 રેખીય, $109^0 28'$ સમચતુષ્ફલકીય. સહસંયોજક બંધ વિશે તમે વિગતે કાર્બનિક રસાયણમાં ભણો છો. સહસંયોજક બંધ ત્રણ પ્રકારના હોય છે : ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ., જેમાં વધુ વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ તરફ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ખેંચાયેલું રહે છે અને વિદ્યુતધનમય પરમાણુ પર $+\delta$ અને વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ પર $-\delta$ વીજભાર રચવાથી અણુ ધ્રુવીય બને છે. જો બંને પરમાણુઓની વિદ્યુતઋણમયતા સરખી હોય અથવા તેમની વચ્ચે તફાવત ઓછો હોય, તો અધ્રુવીય બંધ બને છે. આ બંને સહસંયોજક બંધમાં બંને પરમાણુઓ ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી કરે છે. સવર્ગ સહસંયોજક બંધમાં બેમાંથી એક પરમાણુ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે છે અને બીજો પરમાણુ તે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની મદદથી અષ્ટક પૂર્ણ કરે છે. જેમકે $F_3B \leftarrow NH_3$. (←) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ સૂચવે છે. બંધલંબાઈ, બંધકોણ ઉપરાંત બંધ એન્થાલ્પી (બંધ-ઊર્જા) પણ અગત્યનો ખ્યાલ છે. જેમ બંધલંબાઈ ટૂંકી તેમ બંધની સ્થિરતા વધારે એટલે કે તેને તોડવા વધુ ઊર્જા જોઈએ. આમ, એન્થાલ્પી-મૂલ્યો બંધની રચના પ્રમાણે જુદાં-જુદાં હોઈ શકે છે. બંધક્રમાંક બંધની સંખ્યાને કહેવામાં આવે છે, જેનો આપણે આણ્વિય કક્ષકવાદમાં વિગતે અભ્યાસ કરી તે નક્કી કરવાનું સૂત્ર પણ શીખ્યા. બોર્ન-હેબરે દર્શાવ્યું કે કોઈ પણ સંયોજનની રચનામાં મુક્ત થતી એન્થાલ્પી તેમાંના પરમાણુઓની અનેક પ્રક્રિયાને અનુરૂપ થતાં એન્થાલ્પી ફેરફારનાં ગાણિતીય પરિણામરૂપ હોય છે. NaCl જેવાં સંયોજનો રચના દ્વારા તે એકમમાં સમજાવેલ છે.

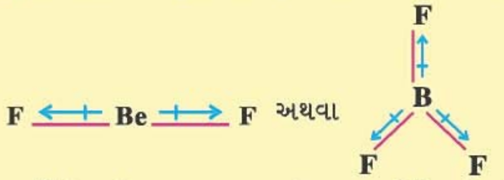
કોઈક વાર એવું પણ બને છે કે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ કોઈ પણ અણુ પર સ્થગિત થવાને બદલે તેમાંના અન્ય અણુ તરફ સ્થગિત થઈ શકે છે. આમ એક જ આણ્વિય સૂત્ર ધરાવતાં સંયોજનમાં બંધ જુદા-જુદા સ્થાને દેખાડી શકાય. આવી રચનાઓને સસ્પંદન-રચના કહે છે. અને તેના સસ્પંદન સ્વરૂપોના ફેરફાર સાથે સંકળાયેલા ઊર્જાને સસ્પંદન-ઊર્જા કહે છે. ઓઝોન, કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ, બેન્ઝિન વગેરે અણુઓ દ્વારા આનો અભ્યાસ થઈ શકે.

આપણે અગાઉ જોયું તેમ બંધકોણને આધારે રેખીય, ચતુષ્ફલક વગેરે રચનાઓ મળી શકે. આ અભ્યાસને અણુના બંધકોણ, તેમની ભૌમિતિક રચના તેમના પરમાણુઓ દ્વારા થતું સંકરણ વગેરેને આધારે અણુઓના આકાર દર્શાવી શકાય. જેમકે રેખીય $BeCl_2 - 180^0$ – સમતલીય, સમત્રિકોણીય - BCl_3 - 120^0 સમચતુષ્ફલક $CH_4 - 109^0 28'$ વગેરે.

લૂઈસનો અભિગમ અણુના આકાર સમજાવવા અપૂરતો હોઈ સિજ્વિક અને પોવેલે એક સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો, જે VSEPR સિદ્ધાંત તરીકે ઓળખાય છે, જેનો નાયહોલ્મ અને ગિલેસ્પીએ વિકાસ કરી કેટલીક અભિધારણાઓ રજૂ કરેલી. આમાં ખાસ નોંધ એ કરવાની થાય કે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ હોય, તો

બંધમાંના ઈલેક્ટ્રૉન સાથે અપાકર્ષણ કરી બંધકોણમાં તથા તેમના ભૌમિતિક આકારમાં વિચલન દર્શાવે. દા.ત., પાણીનો અણુમાં sp^3 સંકરણ હોઈ બંધકોણ $109^0 28'$નો હોવો જોઈએ તેને બદલે બે અયુગ્મ ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મને લીધે અપાકર્ષણ પામી $104^0 30'$નો થાય છે, આથી તેને વિચલિત (distorted) સમચતુષ્ફલક કહી શકીએ. બંધની ધ્રુવીયતા સદિશ ગુણધર્મ છે, આથી જો કોઈ સંયોજનમાં વિદ્યુતઋણમયતાના તફાવતને કારણે ધ્રુવીય બંધ રચાય પરંતુ બીજો તેવો જ બંધ તેનાથી વિરુદ્ધ દિશામાં રચાય, તો બંને ધ્રુવીય બંધ હોવા છતાં અણુની પરિણામી ધ્રુવીયતા શૂન્ય થાય છે અને અણુ અધ્રુવીય બને.

દા.ત.,



ધ્રુવીય પદાર્થોની દ્વુવીય ચાકમાત્રા ગણી શકાય, જેને માટે બંને $+\delta$ અને $-\delta$ પર રહેલા વીજભાર તથા તેમની વચ્ચેના અંતરનો ઉપયોગ કરવો પડે. ધ્રુવીય ચાકમાત્રા જેટલી વધારે તેટલો વધારે ધ્રુવીય બંધ અને તેટલો જ વધારે તેનો આયનિય બંધ. એક અગત્યની બાબત છે કે ધ્રુવીય પદાર્થો માત્ર ધ્રુવીય દ્રાવકોમાં ઓગળે. દા.ત., NaCl પાણીમાં ઓગળે પરંતુ નેપ્થેલીન બેન્ઝિનમાં ઓગળે. સહસંયોજક બંધના અભિગમ માટે અગાઉના સિદ્ધાંતની મર્યાદાઓ વગેરેને ધ્યાનમાં લઈ નવા વાદ રજૂ કરવામાં આવ્યા. તેમાંના બે મુખ્ય છે : (1) સંયોજકતા બંધન વાદ (2) આણ્વિયકક્ષક સિદ્ધાંત. આ ખ્યાલો ક્વૉન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર પર આધારિત છે. સંયોજકતા બંધનવાદનો ખ્યાલ સૌપ્રથમ હિટલર અને લંડને કરેલો જેને પાઉલિંગ અને સ્લેટરે વિકસાવેલો.

સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓમાં બંને પરમાણુઓના ધનભારવાળાં કેન્દ્ર તથા તેમની ફરતે કક્ષામાં ગોઠવાયેલા ઈલેક્ટ્રૉન વચ્ચે આકર્ષણ-અપાકર્ષણબળ ધ્યાનમાં લેવામાં આવ્યાં. કુલંબના નિયમના આધારે લઈએ, તો અપાકર્ષણબળો કરતાં આકર્ષણબળો વધે, તો બંધ રચાય અને અણુ બને. આ સિદ્ધાંતમાં સંયોજકતા-કક્ષકોના સંમિશ્રણને આધારે જુદાં-જુદાં સંમિશ્રણ રચી શકાય. આ પ્રકારના સંમિશ્રણમાં સંયોજકતા કક્ષકોમાંના ઈલેક્ટ્રૉનને ઉત્તેજિત સ્વરૂપે દર્શાવી અન્ય પરમાણુ ઈલેક્ટ્રૉન સાથે સહસંયોજક બંધ રચે તેવી પરિસ્થિતિ સ્વીકારવી પડે. જેમકે કાર્બનમાં સંયોજકતા કક્ષકના $2s^2\ 2p^2$ ઈલેક્ટ્રૉન ઉત્તેજિત થઈ $2s^1\ 2p_x^{\ 1}\ 2p_y^{\ 1}$ અને $2p_z^{\ 1}$ એમ એક-એક ઈલેક્ટ્રૉન ધરાવતી રચના પ્રાપ્ત કરે, તો તેની સાથે ચાર હાઈડ્રોજન પોતાના દરેક એક-એક ઈલેક્ટ્રૉન સહસંયોજક બંધ બનાવી CH_4 જેવા સ્થાયી અણુ આપી શકે. તેની સાથે સંકળાયેલા સંકરણને આધારે તેની ભૌમિતિક રચના તથા બંધકોણ રજૂ કરી શકાય. આવા સંયોજકતા બંધનમાં σ અને π એમ બે પ્રકારના બંધ જોવા મળે છે. σ–બંધ સહસંયોજક બંધ છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષ ધરાવતા બે પરમાણુકક્ષકોના છેડાના સંમિશ્રણથી રચાઈ અક્ષીય સંમિશ્રણ પ્રાપ્ત કરે છે. આ બંધની સ્થિરતા π–બંધ કરતાં વધુ હોય છે. π–બંધ સહસંયોજક બંધની રચનામાં સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુ કક્ષકોના અક્ષ એકબીજાને સમાંતર રહે છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષને લંબરૂપ રહે છે. π–બંધ σ–બંધની સરખામણી ઓછા સ્થાયી અથવા વધુ નિર્બળ હોય છે. સંયોજકતા બંધનવાદ પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણ પર આધારિત છે. ભૌમિતિક આકારો, બંધકોણ વગેરે ગુણધર્મો સારી રીતે સમજાવી શકે છે, પરંતુ ચુંબકીય ગુણધર્મો સમજાવી શકતો નથી.

વૈજ્ઞાનિકો મૂલકિન અને હુન્ડ પરમાણ્વિય કક્ષકની જેમ આણ્વિય કક્ષકની રચનાની રજૂઆત કરી આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો. તેના અગત્યના મુદ્દાઓમાં કઈ પરમાણ્વિય કક્ષકો આણ્વિય કક્ષકો રચી શકે તેને ધ્યાનમાં લેવામાં આવ્યો. જેટલી પરમાણ્વિય કક્ષકો ભાગ લે તેટલી જ સંખ્યામાં આણ્વિય કક્ષકો રચાય. આણ્વિય કક્ષકોની રચના માટે તેમની શક્તિ, સમમિતિ વગેરેને ધ્યાનમાં લેવામાં આવે છે. આવી આણ્વિય કક્ષકોની રચના સમાંગ અણુઓ જેવા કે H_2, Be_2, F_2 વગેરે અને વિષમાંગ અણુઓ જેવા કે CO, NO વગેરે માટે દર્શાવી શકાય. પરમાણ્વિય કક્ષકોના રેખીય સંગઠન દ્વારા આણ્વિય કક્ષકો રચાય છે, જેને પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રેખીય સંગઠન (Linear Combination of Atomic Orbitals) LCAO- સિદ્ધાંત કહે છે. આ સંગઠનને આધારે બે પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે, જેને બંધકારક આણ્વિય કક્ષકો (BMO) અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો (ABMO) કહેવામાં આવે છે. આવી આણ્વિય કક્ષકોની રચના, ગોઠવણી વગેરેમાં પરમાણ્વિય કક્ષકો માટે વપરાતા હુન્ડનો મહત્તમ ભ્રમણનો નિયમ, પૌલીનો નિષેધનો નિયમ,

આઉફબાઉનો નિયમ વગેરે પણ પળાય છે અને જળવાય છે. એકમમાં વિગતવાર પરમાણ્વિય કક્ષકોમાંથી આણ્વિય કક્ષકોની રચના H_2થી Ne_2 સુધીના સમકેન્દ્રી અણુઓ અને CO તથા NO જેવા વિષમકેન્દ્રી અણુઓના આણ્વિય કક્ષક આરેખ દર્શાવ્યા છે. આ આરેખ પરથી અગત્યનો ગુણધર્મ બંધક્રમાંક ગણી શકાય.
બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}$ {બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન – બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન} ; જેમકે N_2 અણુ માટે બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}(10-4) = 3$ એટલે કે ત્રિબંધ હશે $N \equiv N$ તેવી જ રીતે NO અણુમાં $= \frac{1}{2}[10 - 5] = 2.5$ થશે. અહીંયાં, એ નોંધીએ કે બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય, તો બંધ રચાય નહિ, દા.ત., He_2. જો બંધ સંખ્યાનું મૂલ્ય પૂર્ણાંક બને, તો અણુ બને અને પૂર્ણાંક સંખ્યા 1, 2, 3 પ્રમાણે એકલબંધ (–), દ્વિબંધ (=) અને ત્રિબંધ (≡) દર્શાવી શકાય. જો બંધક્રમાંકની સંખ્યાનું મૂલ્ય અપૂર્ણાંક મળે તો તે અણુ અસ્થાયી રચના પ્રાપ્ત કરે. આણ્વીય કક્ષકવાદ અણુના ચુંબકીય ગુણધર્મો સમજાવી શકે છે. દા.ત., O_2 અણુમાં અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે અનુચુંબકીય બનશે અને N_2 અણુમાં બધા જ યુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે પ્રતિચુંબકીય બનશે આમ, આણ્વિય કક્ષકવાદ સંયોજકતા બંધનવાદ કરતાં આ બાબતમાં ચઢિયાતો છે.

આ ઉપરાંત એક અગત્યની ઘટના હાઇડ્રોજન બંધની છે. સમૂહ 15, 16, 17નું પ્રથમ તત્ત્વ N, O, F સમૂહના અન્ય તત્ત્વ કરતાં વધુ વિદ્યુતઋણમય હોઈ હાઇડ્રોજન જેવા પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી HF, NH_3, H_2O અણુ બનાવે છે. ત્યાર બાદ આંતરઅણુની રચના જેવી કે H — F ······· H — F બનાવી શકે છે. જેમાં તે H સાથે .... વડે દર્શાવેલ હાઇડ્રોજન બંધની રચના કરે છે. આમ, HF, NH_3, H_2O વગેરેમાં પણ હાઇડ્રોજન બંધ રહેલ હોય છે, તેથી તેમના ગુણધર્મો અલગ પડે છે. હાઇડ્રોજન બંધ બે પ્રકારના હોય છે. (1) આંતર-આણ્વિય અને (2) આંતઃઆણ્વિય. જ્યારે બે અણુ વચ્ચે હાઇડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે આંતર હાઇડ્રોજન બંધ કહેવાય દા.ત. p – ક્લોરોફિનોલ જો એક જ અણુમાંના બે સમૂહ વચ્ચે હાઇડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે તેને આંતઃઆણ્વીય હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે. દા.ત., o – ક્લોરોફિનોલ. આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ કરતાં વધુ પ્રબળ હોય છે. હાઇડ્રોજન બંધની હાજરી વિશિષ્ટ ગુણધર્મો માટે કારણરૂપ હોય છે. જેમકે જમીનમાં પાણીનું ટકી રહેવું, સુતરાઉ કપડાં કરતાં ટેરેલિનનાં કપડાં જલદી સુકાઇ જવાં વગેરે.

આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ, સવર્ગ સહસંયોજક બંધ વિશે જાણ્યા પછી ધાતુઓમાં રહેલા વિશિષ્ટ પ્રકારનો બંધ જેને ધાત્વિક બંધ કહે છે, તેનો અભ્યાસ કરીએ. ધાતુઓની બાહ્ય કક્ષામાં 1, 2 કે 3 ઇલેક્ટ્રૉન હોઈ સહસંયોજક બંધ બનાવી શકતાં નથી. તેમની આયનીકરણ-ઊર્જા ઓછી છે, એટલે કે ધાતુના કેન્દ્ર પ્રત્યે આકર્ષણ ઓછું હોય છે. ધાતુના દરેક પરમાણુના કેન્દ્રને ફરતે જે એક, બે કે ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવાયેલા હોય છે. આથી ધનભારવાળું કેન્દ્ર કર્નેલ (Kernel) અને આજુબાજુના ઇલેક્ટ્રૉન કોઈ એક કેન્દ્ર પ્રત્યે આકર્ષણને બદલે લેટિસમાં રહેલા અન્ય કેન્દ્ર પ્રત્યે પણ આકર્ષણને ધરાવે છે. આમ, તે કોઈ એક પરમાણુ માટે સ્થાનીકૃત થવાને બદલે સમગ્ર ધાતુમાં વિસ્થાનીકૃત રહે છે એટલે કે ગમે તે કેન્દ્ર સાથે ગોઠવાઈ શકે છે. આ ધાત્વિક બંધની રજૂઆત માટે 'ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર' નમૂનો રજૂ કરવામાં આવ્યો. તેમાં ધનવીજભાર ધરાવતાં પરમાણુ-કર્નેલને સમુદ્રમાં તરતા કલ્પવામાં આવ્યા અને તે એકબીજાની નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે. આમ, આ સમુદ્રમાં ધનવીજભાર ધરાવતા કર્નેલને ફરતે વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવાયેલા હોય છે. આ ધાત્વિક બંધને કારણે ધાતુના વિશિષ્ટ ગુણધર્મો, જેવા કે ઘનતા, તન્યતા વગેરે જુદા-જુદા હોય છે.

સવર્ગ સહસંયોજક બંધ અગાઉ જોયું તેમ એક પ્રકારનો સહસંયોજક બંધ છે. તેમાં વિશેષતા એ છે કે ભાગીદારી કરતાં બે પરમાણુ કે અણુમાંથી એક પરમાણુ કે અણુ બંને ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતું ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે છે. આથી તેમને સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે : દા.ત. BF_3માં B અને ત્રણ F વડે સહસંયોજક બંધ છે, પરંતુ Bનું અષ્ટક પૂર્ણ નથી. તેવી જ રીતે NH_3 અણુમાં N અને ત્રણ H વડે ત્રણ સહસંયોજક બંધની રચના થાય છે, પરંતુ N પાસે એક અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ હોય છે, જે BF_3ના અણુને ભાગીદારીમાં આપી $F_3B \leftarrow NH_3$ સવર્ગ સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમાં જે અણુ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે તેના તરફથી તીર (←) દર્શાવાય છે. સવર્ગ સહસંયોજક બંધ વિશે વધુ ધોરણ 12માં સંકીર્ણ ક્ષારોના એકમમાં ભણશો.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) બંધક્રમાંક અને અણુની સ્થાયિતા વચ્ચે નીચેનામાંથી કયો સંબંધ હોય છે ?

(A) સમપ્રમાણ (B) વ્યસ્તપ્રમાણ (C) બરાબર (D) વિરોધી

(2) પ્રબળ વિદ્યુતધનમય અને પ્રબળ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વોનાં આયનોના જોડાણથી મળતો બંધ નીચેનામાંથી કયા પ્રકારનો હોય છે ?

(A) આયનીય (B) સહસંયોજક (C) સવર્ગ સહસંયોજક (D) ધાત્વિક

(3) નીચેનાં પૈકી કયા સંયોજનમાં અષ્ટકના નિયમનું પાલન થતું નથી ?

(A) CH_4 (B) PCl_5 (C) NH_3 (D) H_2O

(4) સંયોજકતા બંધનવાદના આધારે ઑક્સિજન અણુનો ચુંબકીય ગુણધર્મ નીચેના પૈકી કયો છે ?

(A) પ્રતિચુંબકીય (B) અનુચુંબકીય (C) ફેરોમૅગ્નેટિક (D) ઍન્ટિફેરોમૅગ્નેટિક

(5) આણ્વિય કક્ષકવાદના સિદ્ધાંતને આધારે ઑક્સિજન અણુનો ચુંબકીય ગુણધર્મ નીચેના પૈકી કયો છે ?

(A) પ્રતિચુંબકીય (B) અનુચુંબકીય (C) ફેરોમૅગ્નેટિક (D) ઍન્ટિફેરોમૅગ્નેટિક

(6) સંયોજકતા બંધનવાદની રજૂઆત કોણે કરેલી ?

(A) લિનસ પાઉલિંગે (B) વાન્ ડર વાલ્સે

(C) મૂલિકને (D) હિટલર અને લંડને

(7) આણ્વિય કક્ષકવાદની રજૂઆત કોણે કરેલી ?

(A) લિનસ પાઉલિંગે (B) વાન્ ડર વાલ્સે

(C) લૂઈસે (D) મૂલિકને

(8) પૃથ્વીની સપાટી પર મોટા પ્રમાણમાં પાણી રહેલું છે, જેનું કારણ...

(A) પાણીની ઘનતા 1.0 ગ્રામમિલિ$^{-1}$ છે. (B) પાણીમાં હાઇડ્રોજન બંધ છે.

(C) પાણી તટસ્થ છે. (D) પાણીનો ઉપયોગ વિપુલ પ્રમાણમાં છે.

(9) p-ક્લોરોફિનોલમાં નીચેના પૈકી કયો બંધ જોવા મળે છે ?

(A) આંતર આણ્વિય હાઇડ્રોજન (B) આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન

(C) વાન્ ડર વાલ્સ (D) ધાત્વિક

(10) નીચેના પૈકી કઈ આણ્વિય કક્ષક ન્યૂનતમ ઊર્જા ધરાવે છે ?

(A) $\sigma 2p_z$ (B) $\sigma 1s$ (C) $\sigma 2s^*$ (D) $\pi 2p_x$

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) નીચેના અણુ/આયનનાં લૂઇસ બંધારણ લખો : BeF_2, PH_4^+

(2) અષ્ટકનો નિયમ લખો.

(3) NO_3^- આયનનાં સસ્પંદન-બંધારણો લખો.

(4) હાઇડ્રોજન બંધના પ્રકારો જણાવો.

(5) CH_4 અને NH_3ના અણુના બંધકોણનાં મૂલ્યો આપો.

(6) H_2 અણુમાં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય કેટલું છે ?

(7) હાઇડ્રોજન બંધની પ્રબળતાનો આધાર શાના પર રહેલો છે ?

(8) ધાતુઓ ઉષ્મા અને વિદ્યુતની સુવાહક હોય છે. ધાતુના આ ગુણધર્મ તેમાં રહેલા કયા પ્રકારના બંધને આભારી છે ?

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ધ્રુવીય અને અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધની રચના યોગ્ય ઉદાહરણથી સમજાવો.

(2) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ સમજાવો.

(3) વ્યાખ્યા આપો : લેટાઇસ એન્થાલ્પી, સર્જન એન્થાલ્પી

(4) PCl_5, NH_4^+, SF_6 નાં લૂઇસ બંધારણ આપો.

(5) σ– અને π–બંધની સમજૂતી આપો. કઈ-કઈ કક્ષકોના સંમિશ્રણથી σ– અને π–બંધ બને છે તે જણાવો.

(6) પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટેની શરતો જણાવો.

(7) H_2થી N_2 અને O_2થી Ne_2 સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુઓ માટેની આણ્વિય કક્ષકોની સાપેક્ષ ઊર્જાના ક્રમ લખો.

(8) આણ્વિય કક્ષકવાદના આધારે Be_2 અણુમાં બંધક્રમાંકની ગણતરી સમજાવો.

(9) આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ પર અસર કરતાં પરિબળો સમજાવો.

(10) હાઇડ્રોજન-બંધનું મહત્ત્વ જણાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર આપો :

(1) રાસાયણિક બંધન માટેના કોસેલ-લૂઇસ અભિગમ પર નોંધ લખો.

(2) VSEPR સિદ્ધાંતના આધારે CH_4, NH_3, અને H_2O અણુના બંધકોણની સમજૂતી આપો.

(3) NH_3 અને NF_3ના અણુમાં બંધની ધ્રુવીયતા સમજાવો.

(4) LCAOની સમજૂતી, ઉદાહરણ સહિત આપો.

(5) O_2 અણુની આણ્વિય કક્ષકો માટે ઊર્જાસ્તર આરેખ દોરી, બંધક્રમાંક તથા ચુંબકીય ગુણધર્મની સમજૂતી આપો.

(6) NO અણુની આણ્વિય કક્ષકો માટે ઊર્જાસ્તર આરેખ દોરી, બંધક્રમાંક તથા ચુંબકીય ગુણધર્મની સમજૂતી આપો.

(7) આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ પર ટૂંક નોંધ લખો.

(8) ધાત્વિક બંધનો ટૂંકમાં અહેવાલ આપો.

(9) કારણો આપી ઉત્તર લખો :

(i) સુતરાઉ કપડાં કરતાં નાયલોન કાપડનાં ભીનાં કપડાં જલદી સુકાય છે.

(ii) o-ક્લોરોફિનોલનું ઉત્કલનબિંદુ, p-ક્લોરોફિનોલના ઉત્કલનબિંદુ કરતાં ઓછું છે.

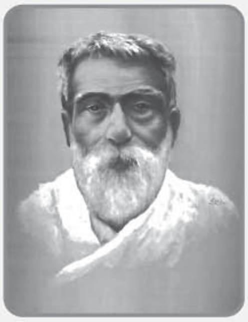
(iii) H_2O, H_2S, H_2Seમાં માત્ર H_2O પ્રવાહી સ્વરૂપે મળે છે.

(iv) O_2 અણુ અનુચુંબકીય છે.

(v) π–બંધ કરતાં σ–બંધ વધુ પ્રબળ છે.

●

ડૉ. પ્રફુલચંદ્ર રૉય



ડૉ. પ્રફુલચંદ્ર રૉયનો જન્મ 2 ઑગસ્ટ, 1861ના રોજ પૂર્વબંગાળના રડૌલી ગામમાં થયો હતો. તેમણે પ્રાથમિક શિક્ષણ પોતાની ગામની શાળામાંથી જ મેળવ્યું હતું. કિશોરાવસ્થા દરમિયાન તેમણે કેટલાક વૈજ્ઞાનિકો-ન્યૂટન, ગેલેલિયો, બેન્ઝામિન ફ્રેન્કલિનના જીવનચરિત્રો વાંચ્યાં હતાં. તેમાંથી તેમને વિજ્ઞાની બનવાની પ્રેરણા મેળવી હતી. 1882માં તે ઇંગ્લૅન્ડ ગયા અને ત્યાં ઍડિનબરો વિશ્વવિદ્યાલયની વિજ્ઞાનશાખામાં પ્રવેશ મેળવ્યો હતો. B.Sc.નો અભ્યાસ કર્યા બાદ 1887માં તેમને અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાન વિષય પર D.Sc.ની ઉપાધિ મેળવી. તેમને કાચી ધાતુના વિશ્લેષણ પર કામ કર્યું હતું. 1888માં તે ભારત પરત ફર્યા અને કોલકાતા પ્રેસિડેન્સી કૉલેજમાં અધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. અહીં તેમણે નાઇટ્રાઇટ સંયોજનોનો અભ્યાસ કર્યો. નાઇટ્રાઇટ સંદર્ભના સંશોધનને લીધે પ્રો. આર્મસ્ટ્રૉન્ગે તેમને 'માસ્ટર ઑફ નાઇટ્રાઇટ'નું બિરુદ આપ્યું હતું. 1911માં તે વરિષ્ઠ પ્રાધ્યાપક બન્યા અને થોડાં વર્ષો બાદ પ્રાધ્યાપકપદેથી નિવૃત્તિ લઈ લીધી હતી. પરંતુ સંશોધનનું કામ ચાલુ રાખ્યું હતું. તેના ફળસ્વરૂપે તેમણે પ્રયોગશાળામાં મરક્યુરસ નાઇટ્રેટ નામનો અસ્થાયી પદાર્થ બનાવ્યો હતો. આ શોધથી વિશ્વના અન્ય વૈજ્ઞાનિકો નવાઈ પામ્યા હતા. પ્રાચીન ભારતીય રસાયણવિજ્ઞાનથી આખું વિશ્વ અવગત થાય તે હેતુથી તેમને 'The History of Indian Chemistry' નામનો ગ્રંથ લખ્યો હતો. આ ગ્રંથ આખા વિશ્વમાં પ્રશંસા પામ્યો હતો. પંદર વર્ષ બાદ તેમને આ જ ગ્રંથનો બીજો ભાગ પણ પ્રકાશિત કર્યો હતો. આ બે ગ્રંથોએ રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસમાં મહત્ત્વનો ફાળો આપ્યો છે. ડૉ. પ્રફુલચંદ્ર રૉયની મહત્ત્વની શોધ મરક્યુરી નાઇટ્રેટ અને તેનાં વ્યુત્પન્નોની બનાવટ હતી. આ ઉપરાંત તેમને મરક્યુરી આલ્કાઇલ અને મરક્યુરી એરાઇલ એમોનિયમ ક્લોરાઇડનાં શ્રેણીબદ્ધ સંયોજનો પણ બનાવ્યાં હતાં. રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રચાર અને પ્રસાર માટે તેમને 1924માં 'Indian Chemical Society'ની સ્થાપના કરી હતી. તે બે વર્ષ સુધી આ સંસ્થાના અધ્યક્ષ રહ્યા હતા. આ ઉપરાંત વિજ્ઞાનના વિકાસ તથા તેમાં અભ્યાસ કરતાં વિદ્યાર્થીઓને પ્રોત્સાહિત કરવા માટે આપવાની થતી શિષ્યવૃત્તિ કે પુરસ્કાર માટેનો આર્થિક સહયોગ પણ વિશ્વવિદ્યાલયને આપ્યો હતો. 1902માં તેમની મહાત્મા ગાંધી સાથે પ્રથમ મુલાકાત થઈ હતી અને તેઓ અહિંસક આદોલનના સમર્થક બન્યા હતા. 1932માં તેમને પોતાની આત્મકથા 'The Life and Experiences of a Bengali Chemist' લખી હતી. 14 જૂન, 1944ના દિવસે તેમને મૃત્યુ થયું હતું.

દ્રવ્ય-અવસ્થા - વાયુ અને પ્રવાહી

2.1 પ્રસ્તાવના

- પદાર્થની અવસ્થા તથા આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળો.

2.2 વાયુના નિયમો

- બૉઇલનો નિયમ
- નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાન
- ચાર્લ્સનો નિયમ
- ગેલ્યુસેકનો નિયમ

2.3 પ્રમાણભૂત તાપમાન અને દબાણ

- એવોગેડ્રોનો નિયમ
- સંયુક્ત વાયુ સમીકરણ

2.4 આદર્શવાયુ સમીકરણ અને વાયુ અચળાંક Rનાં મૂલ્યો

- આદર્શવાયુનો ખ્યાલ
- વાયુનું આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન
- વાયુનું પ્રવાહીકરણ, ક્રાંતિક તાપમાન
- ગતિજ-ઊર્જા અને અણુઓની ગતિ

2.5 ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ

2.6 ગ્રેહામનો વાયુ પ્રસરણનો નિયમ

2.7 એવોગેડ્રોનો અધિતર્ક

2.8 પ્રવાહી-અવસ્થા અને તેના ભૌતિક ગુણધર્મોનો ખ્યાલ

- નિશ્ચિત કદ, વહનશીલતા, અસંકોચન, પ્રસરણ, બાષ્પીભવન, બાષ્પદબાણ, પૃષ્ઠતાણ, સ્નિગ્ધતા

2.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

રસાયણશાસ્ત્રી સામાન્ય રીતે એકાકી અણુનો અભ્યાસ કરી શકતા નથી. તેઓ કુદરતમાં અસ્તિત્વ ધરાવતા અણુઓના સમૂહોનો અભ્યાસ કરે છે. **આ અણુઓનો સમૂહ જે દળ ધરાવે છે અને જગ્યા રોકે છે તેને દ્રવ્ય કહે છે.** દ્રવ્ય નાના કણોનું બનેલું છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓ હોય છે : ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ. અન્ય બે અવસ્થાઓ જાણીતી છે : પ્લાઝ્મા અને બોઝ-આઈન્સ્ટાઇન કન્ડેનસેટ.

ઘન પદાર્થોને નિશ્ચિત કદ, ચોક્કસ આકાર અને પૃષ્ઠ હોય છે. પ્રવાહી પદાર્થોને નિશ્ચિત કદ અને પૃષ્ઠ હોય છે. તેમને પોતાનો સ્વતંત્ર આકાર હોતો નથી. તેમને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે છે, તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે. વાયુઓને નિશ્ચિત કદ, ચોક્કસ આકાર કે પૃષ્ઠ હોતાં નથી. તે પાત્રનો આકાર અને કદ પ્રાપ્ત કરે છે. તાપમાન બદલાતાં દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા (સ્થિતિ) બદલાતી રહે છે. દા.ત., 273 K તાપમાને H_2O ઘન સ્વરૂપે (બરફ), તેનાથી ઊંચા તાપમાને H_2O પ્રવાહી સ્વરૂપે (પાણી) અને 373 K તાપમાને વાયુ સ્વરૂપે (વરાળ) હોય છે. પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા બદલાય, તો તેના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં ફેરફાર થાય છે. પણ તેના રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં ફેરફાર થતો નથી. કેટલીક વખત ભૌતિક અવસ્થા બદલાય, તો રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ બદલાય છે. વળી, રાસાયણિક ગણતરી કરતી વખતે પદાર્થની (પ્રક્રિયક અથવા નીપજ) ભૌતિક અવસ્થા જાણવી ખૂબ જ જરૂરી બને છે, તેથી પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા, તેના માટે અસરકર્તા પરિબળો અને તેને લગતા કેટલાક અગત્યના નિયમોનો અભ્યાસ કરવો જરૂરી બને છે. આ એકમમાં આપણે દ્રવ્યની વાયુ અને પ્રવાહી-અવસ્થાનો અભ્યાસ કરીશું. પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરનાર પરિબળો જેવાં કે આંતર-આણ્વિય બળો, આણ્વિય પારસ્પરિક ક્રિયા અને કણની ગતિ પર અસર કરતી ઉષ્મીય ઊર્જા છે. તેથી આ પરિબળોનો અભ્યાસ કરીશું.

પદાર્થની અવસ્થા તથા આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળો : અણુઓ વચ્ચે પ્રવર્તતાં અતિ નિર્બળ આકર્ષણબળોને આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળો (વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળો) કહે છે, જે સાર્વત્રિક હોય છે. દ્રવ્યની બધી જ ભૌતિક