પ્રકરણ :- 07 – રાસાયણિક બંધન

રાસાયણિક બંધન

પાછલા પાઠોમાં તમે વિભિન્ન તત્વોની ઈલેક્ટ્રોન રચના અને તે તત્વોનાં આર્વતી ગુણધર્મો તથા તેની આર્વતનીય વિવિધતા વિશે અભ્યાસ કર્યો. પરંતુ આપણી આસપાસ રહેલી વસ્તુઓ ફક્ત તત્વ જ નથી હોતી, આપણે આપણી આસપાસ જે પદાર્થોને જોઈએ છે, તે તત્વ હોય છે અથવા સંયોજન હોય છે. આપ એ પણ જાણો છો કે એક જ પ્રકારના અથવા ભિન્ન પરમાણુઓ એકબીજા સાથે સંયોજિત થઈ શકે છે. જ્યારે એક જ પ્રકારનાં પરમાણુઓ એકબીજા સાથે સંયોજાય છે તો આપણને તત્વ મળે છે પરંતુ જ્યારે ભિન્ન તત્વોનાં પરમાણુઓ પરસ્પર સંયોજાય તો આપણને સંયોજન મળે છે. શું આપે ક્યારેય વિચાર્યું છે કે આખરે પરમાણુઓ પરસ્પર સંયોજિત કેમ થાય છે?

આ પાઠમાં આપણને આ પ્રશ્નોનાં જવાબ મળશે. સૌ પ્રથમ આપણે રાસાયણિક બંધ શું છે? તેની વ્યાખ્યા કરીશું ત્યારપછી આપણે વિભિન્ન પ્રકારનાં રાસાયણિક બંધોની ચર્ચા કરીશું, જેના દ્વારા વિભિન્ન પ્રકારનાં પદાર્થો પ્રાપ્ત થાય છે. આ ચર્ચામાં આપણે તેના પર વિશેષ ધ્યાન આપીશું કે આ બંધ કઈ રીતે બને છે.

૭.૧ અણુઓ કેમ જોડાય છે?

આ પ્રશ્નોનો જવાબ નિષ્ક્રિય વાયુઓની ઈલેક્ટ્રોન રચનામાં સમાયેલો છે. એ જાણવામાં આવ્યું છે કે હિલિયન, નિયોન, આર્ગન, ક્રિપ્ટોન, ઝેનોક અને રેડોન જેવા નિષ્ક્રિય વાયુઓ બીજા તત્વો સાથે પ્રક્રિયા કરતા નથી અને સંયોજનો બનાવતાં નથી એટલે કે તે નિષ્ક્રિય છે. પહેલા તેમન તેમની અક્રિયતાના ગુણના લીધે અક્રિય વાયુઓ .. પણ કહેતા હતા. આ બાબત પરથી એ પરિણામ કાઢવામાં આવ્યું કે નિષ્ક્રિય વાયુઓ એટલા માટે ક્રિયાશીલ નથી કે તેમની ઈલેક્ટ્રોન રચના ઘણી સ્થાયી છે. જ્યારે આ વાયુઓની ઈલેક્ટ્રોન રચના લખવામાં આવે (કોષ્ટક જુઓ) તો આપણે જોઈ શકીએ કે હિલિયમ સિવાય બધાની બાહ્યત્તમ કક્ષામાં ૮ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે.

કોષ્ટક - ૭.૧ ઉમદા વાયુઓની ઈલેક્ટ્રોન રચના

નામ	સંજ્ઞા	પરમાણુ ક્રમાંક	ઈલેક્ટ્રોન રચના	બાહ્યત્તમ કક્ષામાં રહેલ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા
Helium	He	2	2	2
Neon	Ne	10	2,8	8
Argon	Ar	18	2,8,8	8
Krypton	Kr	36	2,8,18,8	8
Xenon	Xe	54	2,8,18,18,8	8
Radon	Ra	86	2,8,18,32,18,8	8

૭.૨ આયોનિક બંધ

એક ધાતુમાંથી અધાતુમાં ઈલેક્ટ્રોનના હસ્તાંતરણથી જે રાસાયણિક બંધ બને છે તેને આયોનિક બંધ કે ઈલેક્ટ્રોન સંયોજક કહે છે. ઉદાહરણ તરીકે જ્યારે સોડીયમ ધાતુ અને ક્લોરીન વાયુને (અધાતુ) એકબીજા નજીક લાવતા ઝડપી રાસાયણિક પ્રક્રિયા દ્વારા સોડીયમ ક્લોરાઈડ બનાવે છે. જે નીચે દર્શાવ્યુ છે.

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

સોડીયમ ક્લોરાઈડ બંધ આ રીતે સમજી શકાય

સોડીયમ (Na) પરમાણુક્રમાંક ૧૧ છે તેનું ઈલેક્ટ્રોન બંધારણ ૨,૮,૧, લખી શકાય છે. તેની

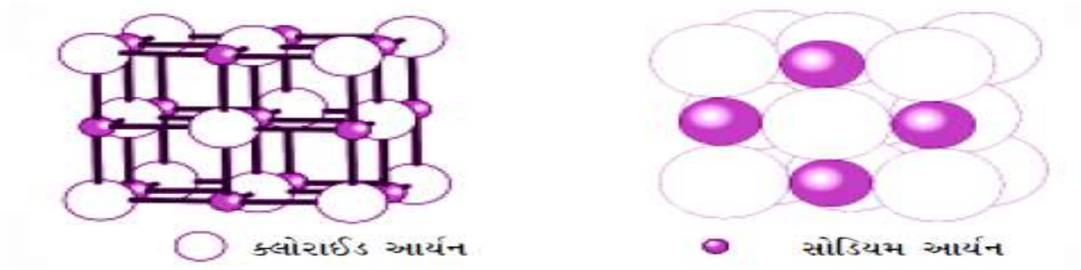
બાહ્યત્તમ (M) કક્ષામાં એક ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. જો આમાંથી આ ઈલેક્ટ્રોન નીકળી જાય તો બાકી ૧૦ ઈલેક્ટ્રોન વધશે આ રીતે પ્રાપ્ત સોડીયમ ધન ભારીત આયન હશે આ પ્રકારના ધનવીજભાર વાળા આયનને ધનાયન કહે છે. આ રીતે સોડીયમ પરમાણુમાંથી સોડીયમ ધનાયન Na^+. પ્રાપ્ત થાય છે જે નીચે આકૃતિ ૭.૧માં દર્શાવ્યું છે. ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવવાની આ પ્રક્રિયાને કારણે આયન બને છે તેથી તેને આયનીકરણ કહે છે.

$$\underset{2,\,8,\,1}{Na(s)} + \underset{2,\,8,\,7}{Cl(g)} \longrightarrow \underset{2,\,8}{Na^+} + \underset{2,\,8,\,8}{Cl^-} \longrightarrow NaCl(s)$$

આકૃતિ ૭.૧ સોડીયમ ક્લોરાઈડનું બનવું.

ધ્યાન આપો કે સોડીયમ ધનાયનમાં ૧૧ પ્રોટોન હોય છે, પરંતુ ફક્ત ૧૦ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. તેની બાહયત્તમ કક્ષામાં ૮ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આથી સોડીયમ પરમાણુ ૧ ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવી ઉમદા વાયુ (નિયોન) જેવી ઈલેક્ટ્રોન રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આથી અષ્ટકનાં નિયમાનુસાર સોડીયમ પરમાણુ સોડીયમ ધનાયનમાં પરીવર્તિત થઈ સ્થિરતાં પ્રાપ્ત કરી શકે છે.

આપ જોઈ શકો છો કે પ્રત્યેક સોડીયમ આયન ૬ ક્લોરાઈડ આયનોથી ઘેરાય છે. અને પ્રત્યેક ક્લોરાઈડ આયન ૬ સોડીયમ આયનથી ઘેરાયેલો છે. સોડીયમ અને ક્લોરાઈડ ની વચ્ચે આર્કષણબળ બધી જ દિશાઓમાં સમાન રીતે ઉપસ્થિત થાય છે. આથી કોઈ પણ વિશેષ સોડીયમ આયન કોઈ વિશેષ ક્લોરાઈડ આયન સાથે જોડાયેલો નથી આથી ઉપર દર્શાવ્યા પ્રમાણે ક્રિસ્ટલમાં NaCl જે કોઈ વિશેષ ગોઠવણી હોતી નથી. પરંતુ એટલું જરૂર ખ્યાલ આવે કે દરેક એક Na +ની સુસંગત એક c1 હાજર હોય છે.



આકૃત્તિ - ૭.૨ સોડિયમ ક્લોરાઈડનું માળખું

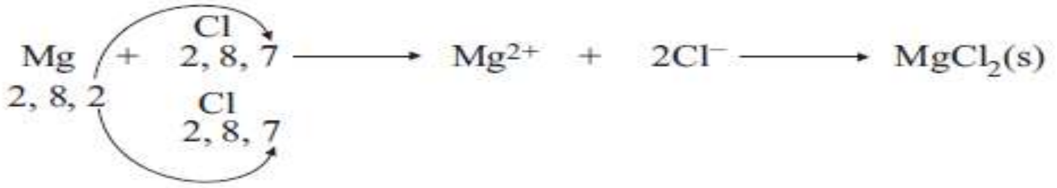
આ રીતે લિથિયમ અને પોટેશિયમ પરમાણુઓથી ધનાયન અને ફ્લોરિન, ઓક્સિજન અને સલ્ફર પરમાણુઓથી ઋણાયન બનવાનું સમજી શકીએ છીએ.

આપ જોઈ શકો છો કે આ રીતે મેગ્નેશિયમ આયનમાં ફક્ત ૧૦ ઈલેક્ટ્રોન છે અને આથી આના પર ૨ ધન વીજભાર છે અને તેને Mg^{2+} આયન લખાય છે. મેગ્નેશિયમ દ્વારા આપવામાં આવેલ બે ઈલેક્ટ્રોન બે ક્લોરીનપરમાણુ દ્વારા (એક ક્લોરીન પરમાણુ દ્વારા એક) સ્વીકાર કરાય છે જેથી ક્લોરાઈડ આયન મળે છે. ક્લોરાઈડ આયન બનવા વિશે આપ પહેલાથી જાણી ચૂક્યા છો.

$$2[Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g)]$$

અથવા
$$2Cl(g) + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-(g)$$

આથી એક મેગ્નેશિયમ આયન અને બે ક્લોરાઈડ આયન સંયોજાઈ મેગ્નેશિયમ ક્લોરાઈડ $MgCl_2$. બનાવે છે. આને આ રીતે લખી શકાય.



આકૃત્તિ ૭.૪ મેગ્નેશિયમ ક્લોરાઈડનું નિર્માણ

આવો, હવે જોઈએ કે મેગ્નેશિયમ આયન ક્લોરાઈડ આયનની સિવાય કોઈ બીજા આયન જેમ કે ઓક્સાઈડ સાથે સંયોજિત થાય છે. તો શું થાય છે? ઓક્સીજન પરમાણુ પરમાણુક્રમાંક ૮ છે અને તેમાં ૮ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આની ઈલેક્ટ્રોન રચના ૨, ૬ છે. જો તે બીજા બે ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરે, તો નિયનિ વાયુ જેવી ઈલેક્ટ્રોન રચના (૨,૮) પ્રાપ્ત કરી શકે છે. તે બે ઈલેક્ટ્રોન મેગ્નેશિયમ પરમાણુ પાસેથી પ્રાપ્ત કરી શકાય છે,આ બે ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારી ઓક્સિજન પરમાણુ ઓક્સાઈડ બનાવે છે. જે આકૃતિ ૭.૫માં દર્શાવ્યું છે.

$$\underset{2,\ 6}{O} + 2e^- \longrightarrow \underset{2,\ 8}{O^{2-}}$$

આકૃતિ - ૭.૫ ઓક્સાઈડ આયનનું નિર્માણ

અહીં ઓક્સિજન પરમાણુંની સરખામણીમાં ઓક્સાઈડ આયન પાસે બે ઈલેક્ટ્રોન વધુ છે. આથી તેના પર ઋણભાર છે. તેના (O^2) વડે દર્શાવાય છે.

આથી મેગ્નેશિયમ ઓક્સાઈડ એક આયોનિક સંયોજન છે. જેમાં એક ધનાયન (Mg^{2+}) અને એક ઋણાયન (O^{2-}) છે, જે સ્થિર વિદ્યુતબળો દ્વારા જોડાયેલ છે.

૭.૨.૧ આયોનિક સંયોજનોનાં ગુણધર્મો

આયોનિક સંયોજનોમાં આયન ધનાયન કે ઋણાયન પ્રબળ સ્થિર વિદ્યુતબળો દ્વારા પરસ્પર જોડાયેલા હોય છે. આથી તેમના નિમ્નલિખિત સામાન્ય લાક્ષણિક ગુણધર્મ હોય છે.

(a) ભૌતિક અવસ્થા

આયોનિક સંયોજનો સ્ફટિકમય ઘન હોય છે. જેના આયન નિયત્રિત રીતે ગોઠવાયેલા હોય છે. આયોનિક સંયોજનો કઠણ અને બરડ હોય છે.

(b) ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

આયોજિક સંયોજનોના ગલન અને ઉત્કલનબિંદુઓ ઉંચા હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે સોડીયમ કલોરાઈડનું ગલનબિંદુ 1074 K (801°C) અને ઉત્કલનબિંદુ 1686K (1413°C). છે. ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુનું ઊંચા હોવું તે પ્રબળ સ્થિર વિદ્યુત બળોની ઉપસ્થિતિને કારણે છે. આથી આ આર્કષણબળોને તોડવા માટે વધુ ઉષ્મા આપવી પડે છે. આ ઉષ્મા સ્ફટિકમાં ધનાયનો અને ઋણાયનોનાં નિયમિત ત્રિપરિમાણીય વ્યવસ્થા સ્વરૂપે હોય છે. જેને સ્ફટિકલેટાઈસ કહે છે. ગરમ કરતાં આ સ્ફટિકજાળી તુટી જાય છે. અને આયોનિક સંયોજન પીગળેલ સ્થિતિમાં આવી જાય છે, જેમાં ધનાયન અને ઋણાયન સરળતાથી ગતિ કરી શકે છે.

(c) વિદ્યુત વાહકતા.

આયોનિક સંયોજનો પીગળેલ અવસ્થામાં તથા જલીય દ્રાવણમાં વિદ્યુતવાહક હોય છે. કેમ કે આયન એક સ્થાનથી બીજા સ્થાને ગતિ કરી શકે છે. આથી તે પોતાની સાથે વીજભારને લઈ જાય છે આ ગતિ પીગળેલ અવસ્થામાં સંભવિત છે, પરંતુ ધન અવસ્થામાં નથી કારણ કે ધન અવસ્થામાં આયન સ્ફટિક જાળીમાં નિશ્ચિત સ્થાને હોય છે. આથી ધન અવસ્થામાં આયોનિક સંયોજનો વિદ્યુતવાહક હોતા નથી.

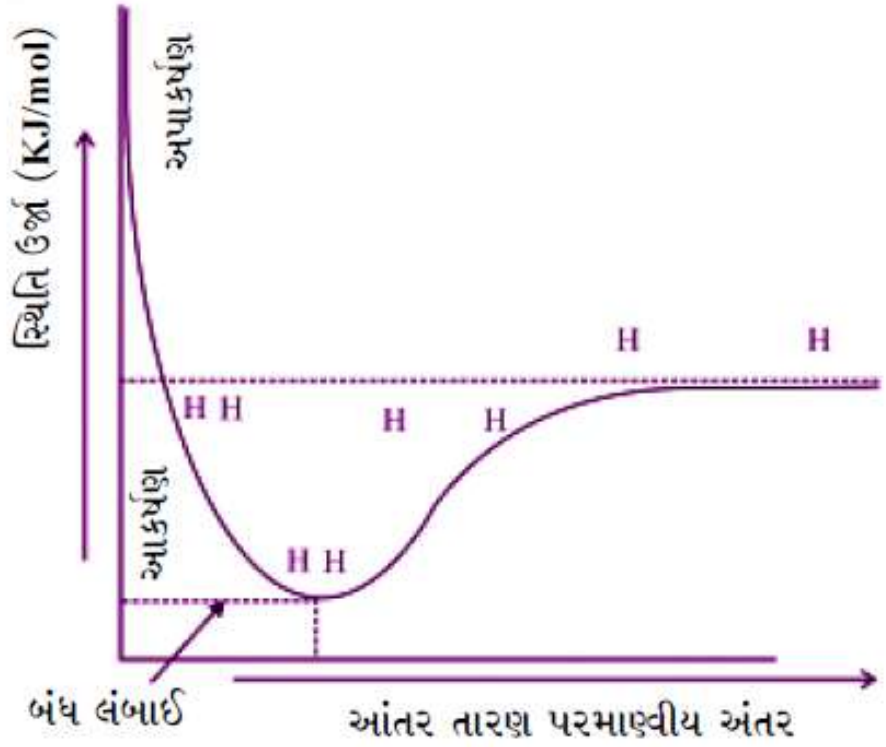
(d) દ્રાવ્યતા

આયોનિક સંયોજનો સામાન્ય રીતે પાણીમાં દ્રાવ્ય થાય છે, પરંતુ કાર્બનિક દ્રાવકો જેવા કે ઈથર, આલ્કોહોલ, કાર્બન ટ્રેટ્રાકલોરાઈઢ વગેરે માં અદ્રાવ્ય હોય છે. જો કે અમુક આયનિક સંયોજનો પાણીમાં પણ અદ્રાવ્ય હોય છે, કારણ કે આવા સંયોજનોમાં ધનાયન અને ઋણાયન વચ્ચેનું આકર્ષણ પાણીના કારણે તૂટતું નથી જેમક બેરીયમ સલ્ફેટ, સીલ્વર કલોરાઈડ અને કેલ્શીયમ ફલોરાઈડ

૭.૩ સહસંયોજક બંધ

બે પરમાણુઓ વચ્ચે સમાન સંખ્યાના ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી બનતા બંધને સહસંયોજક બંધ કહે છે.

આ ભાગમાં આપણે એક વધુ પ્રકારના બંધ જેને સહસંયોજક બંધ કહે છે.તેના વિષયમાં ભણીશું, સહસંયોજક બંધ અણુઓની રચનામાં સહાય કરે છે. પાઠ ૨માં આપે અભ્યાસ કર્યો છે. એક જેવા પરમાણુઓ વાળા અણુઓ જેવા કે H_2, Cl_2, O_2, N_2 વગેરે તત્વોનાં ઘટકો હોય છે. જ્યારે ભિન્ન પરમાણુઓવાળા અણુ જેવા HCl, NH_3, CH_4, CO_2 વગેરે સંયોજનોના ઘટકો હોય છે. આવો, હવે આ અણુઓ કઈ રીતે બને છે. તે જોઈએ.



આકૃત્તિ - ૭.૯ હાઈડ્રોજન અણુનિર્માણ સમયે સ્થિતિ ઊર્જાની આકૃત્તિ

બંને પરમાણુઓ વચ્ચે એક વિશેષ અંતરે સ્થિતિ ઊર્જાનું ન્યૂનતમ મૂલ્ય પ્રાપ્ત થાય છે. જો બંને પરમાણુઓના વચ્ચેનું અંતર જો વધારે ઓછું થાય તો અપાર્કષણ બળોને લીધે સ્થિતિ ઊર્જા વધી જાય છે. જ્યારે આકર્ષણબળ અને અપાર્કષણ બળ બરાબર હોય તો અસંયોજક બંધ બને છે તથા આ સ્થિતિમાં ઊર્જાનું મૂલ્ય ઓછામાં ઓછું હોય છે. ઊર્જાનું મૂલ્ય ઓછુ થવાને કારણે જ સહસંયોજક બંધ રચાય છે.

H_2 *માં સહસંયોજક બંધનું નિર્માણ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.*

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H : H \longrightarrow H_2$$

આવો હવે આપણે ક્લોરીન અણુ (Cl_2). નું નિર્માણ સમજીએ ક્લોરીન અણુમાં બે ક્લોરીન પરમાણુ હોય છે. ક્લોરીન અણુમાં આ બે પરમાણુઓ કઈ રીતે એકબીજા સાથે સંયોજિત થાય છે? આવો તેના વિશે જાણીએ.

આપ જાણો છો કે ક્લોરીન પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોન રચના ૨, ૮, ૭ છે. પ્રત્યેક ક્લોરીન પરમાણુને પોતાનું અષ્ટક પૂર્ણ કરવા માટે એક ઈલેક્ટ્રોન જોઈએ. જો બંને ક્લોરીન પરમાણુઓ નીચે આપેલ પ્રકારથી એક એક ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરે તો બંને ક્લોરીન પરમાણુ આર્ગોન જેવી ઈલેક્ટ્રોન રચના પ્રાપ્ત કરી શકે છે.

:Cl·	+	·Cl:	$\xrightarrow[\text{ની ભાગીદારી}]{\text{એકઈલે.}}$	:Cl : Cl:
ક્લોરિન પરમાણુ		ક્લોરિન પરમાણુ		ભાગીદારી કરેલા ઈલેક્ટ્રોન
2, 8, 7		2, 8, 7		

ધ્યાન આપો કે સહસંયોજક ઈલિક્ટ્રોન યુગ્મ બંને ક્લોરીન પરમાણુઓ વચ્ચે ઉપસ્થિત થાય છે. આ ઈલિક્ટ્રોન બંને ક્લોરીન પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જોડી રાખે છે. આ પ્રકારના બંધ જે ઈલિક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી બને છે, જેને સહસંયોજન બંધ કહે છે. આથી આપણે કહી શકીએ છે બંને ક્લોરીન પરમાણુઓ વચ્ચે એક સહસંયોજક બંધ છે. આ બંધને બે ક્લોરીન પરમાણુઓ વચ્ચે એક રેખા દ્વારા દર્શાવાય છે. જે નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે.

:Cl – Cl:

સહસંયોજક બંધ

ક્યારેક ક્યારેક ક્લોરીન પરમાણુઓ પર બાકી ઈલિક્ટ્રોન દેખાતા નથી અને ક્લોરીન ક્લોરીન બંધ આ રીતે પણ દર્શાવી શકાય છે.

Cl — Cl

બે ઓક્સીજન પરમાણુઓ વચ્ચે બે સહસંયોજક બંધ હોય છે. આ પ્રકારના બે સહસંયોજ બંધ હોય છે. આ પ્રકારનાં બે સહસંયોજક બંધને દ્વિબંધ પણ કહે છે. આવો, હવે આગલા ઉદાહરણ નાઈટ્રોજન અણુ (N_2) નુ લઈએ અને જોઈએ કે બે નાઈટ્રોજન પરમાણુ પરસ્પર કઈ રીતે જોડાયેલા હોય છે? નાઈટ્રોજનનો પરમાણુ ક્રમાંક ૭ છે. આથી નાઈટ્રોજનના પરમાણ ૭ પ્રોટોન, અને ૭ ઈલિક્ટ્રોન હોય છે. નાઈટ્રોજન પરમાણુની ઈલિક્ટ્રોન રચના ૨, ૫ છે. તેને પોતાની બાહ્યત્તમ કક્ષામાં ૮ ઈલિક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરવા પ્રત્યેક નાઈરોજન પરમાણુને ત્રણ ઈલિક્ટ્રોન જોઈએ આથી પ્રત્યેક નાઈટ્રોજન પરમાણુ ૩ ઈલિક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરે છે. જે નીચે દર્શાવાયુ છે.

:N⁝	+	⁝N:	$\longrightarrow$	:N⁝ ⁝N:
નાઈટ્રોજન પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોન રચના		નાઈટ્રોજન પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોન રચના		(2, 8) (2, 8)
(2, 5)		(2, 5)		૬ ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી અથવા ૩ જોડ ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી

પ્રત્યેક નાઈટ્રોજન ભાગીદારી માટે ૩ ઈલિક્ટ્રોન આપે છે. આથી બે નાઈટ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચે ૬ ઈલિક્ટ્રોન અથવા ૩ ઈલિક્ટ્રોન જોડ ની ભાગીદારી થાય છે. આથી આપણે એ જોઈ શકીએ કે તેના વચ્ચે ત્રણ સહસંયોજક બંધ ઉપસ્થિત છે આ બંધને નાઈટ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચે ત્રણ રેખાઓ દ્વારા દર્શાવાય છે.

:N ≡ N:

આ પ્રકારના બંધ કે જેમાં ત્રણ સહસંયોજક બંધ હોય છે. તેને ત્રિબંધ પણ કહે છે. હજી સુધી આપે એક જ તત્વનાં બે પરમાણુઓની વચ્ચે સહસંયોજક બંધ બનવા વિશે અભ્યાસ કર્યો પરંતુ સહસંયોજક બંધ બે ભિન્ન તત્વોમાં પરમાણુ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી પણ બને છે. આવો HCl ના અણુનાં ઉદાહરણને સમજીએ હાઈડ્રોજન પરમાણુની બાહ્યત્તમ કક્ષામાં એક ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. અને ક્લોરીન પરમાણુની બાહ્યત્તમ કક્ષામાં સાત ઈલેક્ટ્રોન છે. આ બંને પરમાણુમાં તેમના નજીકનાં નિષ્ક્રિય વાયુની ઈલેક્ટ્રોન રચના કરતા એક ઈલેક્ટ્રોન ઓછો છે. જો તે પરમાણુઓ એક એક ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરે તો બાહ્યત્તમ કક્ષામાં હાઈડ્રોજનની પાસે બે અને ક્લોરીનની પાસે આઠ ઈલેક્ટ્રોન થઈ જશે આ પ્રકારે એક ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મના ભાગીદારીથી HCl બનશે.

H·	+	·C̈l:	⟶	H : C̈l:
હાઈડ્રોજન પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોન સંરચના (1)		ક્લોરિન પરમાણુ (2, 8, 7)		સહસંયોજન ઈલેક્ટ્રોન જોડ

આ પ્રકારે આપણે અન્ય સહસંયોજક બંધના નિર્માણ સમજી શકીએ છીએ. સહસંયોજક સંયોજનોમાં બંધની પ્રકૃત્તિ જાણ્યા પછી, આવો આપણે આ સંયોજનોનાં ગુણધર્મોના કેવા હોય છે? તે જાણીએ.

૭.૩.૧ સહસંયોજક પદાર્થોનાં ગુણધર્મો

સહસંયોજક સંયોજનોના ઘટક અણુઓ છે. જે વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ છે. અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણ બળ આયનો વચ્ચેના આકર્ષણ બળોની અપેક્ષાએ દુર્બળ હોય છે. આથી સહસંયોજક સંયોજનોનાં ગુણધર્મો આયોનિક સંયોજનોનાં ગુણધર્મોથી ભિન્ન છે. સહસંયોજક સંયોજનોનાં લાક્ષણિક ગુણધર્મો આ પ્રકારે છે.

(a) ભૌતિક સ્થિતિ

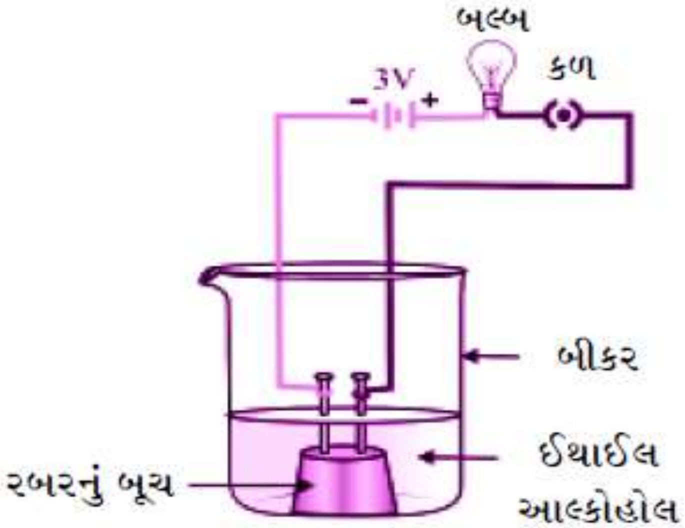
સહસંયોજક સંયોજનોનાં અણુઓ વચ્ચે આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળ દુબળ હોય છે. આથી આ સંયોજનો વાયુ, પ્રવાહી અથવા ઘન સ્વરૂપમાં જોવા મળે છે. ઉદાહરણ તરીકે O_2, N_2, CO_2 વાયુઓ કે પાણી અને CCl_4 પ્રવાહી છે. જ્યારે આયોડીન ઘન સ્વરૂપે છે.

(b) ગલનબિંદુ અને ઉત્કલન બિંદુ

અણુઓ વચ્ચે દુર્બળ બળ હોવાથી તેમને તોડવા માટે બહુ ઓછી ઉર્જાની જરૂર છે. આથી સહસંયોજક સંયોજનોનું ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ આયોનિક સંયોજનોનાં ગલન અને ઉત્કલનબિંદુઓની અપેક્ષા ઓછા હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે એક સંયોજક સંયોજન નેપ્થેલીનનું ગલનબિંદુ 353 K (80°C). છે. આ રીતે કાર્બન ટ્રેટ્રા ક્લોરાઈડ એક અન્ય સહસંયોજક સંયોજનનું ઉત્કલન બિંદુ 350 K (77°C).

(c) વિદ્યુત વાહકતા

સહસંયોજક સંયોજનોમાં તટસ્થ અણુઓ હોય છે. અને વીજભારને લઈ જનાર આયન અથવા મુક્ત ઈલેક્ટ્રોન નથી હોતાં ।થી તે સંયોજનો વિદ્યુત વાહક નથી અને વિદ્યુતનાં અવાહક છે.



આકૃત્તિ ૭.૧૦ ઈથાઈલ આલ્કોહોલ (સહસંયોજક સંયોજન) વિદ્યુતનું અવાહક છે.

(d) દ્રાવ્યતા

સંહસંયોજક સંયોજનો સામાન્ય રીતે પાણીના ઓગળતા નથી પરંતુ કાર્બનિક સંયોજનો જેવા કે આલ્કોહોલ, ક્લોરોફોર્મ, બેન્ઝીન ઈથર વગેરેમાં દ્રાવ્ય હોય છે.

....

....

....