

p -વિભાગના તત્ત્વો (The p -Block Elements)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- p -વિભાગના તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનમાં સામાન્ય વલણોને સમજી શકશો.
- સમૂહ 13 અને 14ના તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં જોવા મળતાં વલણોને વર્ણવી શકશો.
- કાર્બન અને બોરોનની અનિયમિત વર્તણૂક સમજાવી શકશો.
- કાર્બનના અપરરૂપોને વર્ણવી શકશો.
- બોરોન, કાર્બન અને સિલિકોનના કેટલાક અગત્યના સંયોજનોના રસાયણવિજ્ઞાનને જાણી શકશો.
- સમૂહ 13 અને 14ના તત્ત્વો તથા તેઓના સંયોજનોના અગત્યના ઉપયોગોની યાદી બનાવી શકશો.

“ભારે તત્ત્વોના અંતર્ભાગમાં d તથા f ઇલેક્ટ્રોનની અસરના કારણે p -વિભાગના તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં જોવા મળતી વિવિધતા તેઓના રસાયણવિજ્ઞાનને રસપ્રદ બનાવે છે.”

p -વિભાગના તત્ત્વોમાં અંતિમ ઇલેક્ટ્રોન બાહ્યતમ p -કક્ષકમાં પ્રવેશ કરે છે. આપણે જાણીએ છીએ તેમ p -કક્ષકોની સંખ્યા ત્રણ હોય છે. તેથી p -કક્ષકોના એક ગણ(સેટ)માં વધુમાં વધુ છ ઇલેક્ટ્રોનને સમાવી શકાય છે. પરિણામે આવર્તકોષ્ટકમાં p -વિભાગમાં 13 થી 18 એમ છ સમૂહોનો સમાવેશ થાય છે. બોરોન, કાર્બન, નાઈટ્રોજન, ઓક્સિજન, ફ્લોરિન અને હિલિયમ આ સમૂહોના મુખ્ય તત્ત્વો છે. તેઓની સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^{1-6} (હિલિયમ સિવાય) છે. જો કે ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાનો અંતર્ભાગ જુદોજુદો હોઈ શકે છે. આ જુદાપણું તેઓના ભૌતિક ગુણધર્મો (જેવા કે પરમાણ્વીય અને આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી વગેરે) તેમજ રાસાયણિક ગુણધર્મોને વિશેષ અસર કરે છે. પરિણામે p -વિભાગના સમૂહોના તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં વિશેષ ભિન્નતા જોવા મળે છે. p -વિભાગના તત્ત્વ દ્વારા દર્શાવવામાં આવતી મહત્તમ ઓક્સિડેશન અવસ્થા તેની કુલ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની (એટલે કે s અને p -ઇલેક્ટ્રોનનો સરવાળો) સંખ્યા જેટલી હોય છે. આમ, સ્પષ્ટ છે કે આવર્તકોષ્ટકમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં સંભવિત ઓક્સિડેશન અવસ્થાની સંખ્યા વધતી જાય છે. આ ઉપરાંત p -વિભાગના તત્ત્વો સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થાની સાથેસાથે અન્ય ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ પણ દર્શાવે છે, જે સામાન્ય રીતે (પરંતુ આવશ્યક નહિ) કુલ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા કરતાં બે એકમ જેટલી ઓછી હોય છે. p -વિભાગના તત્ત્વો દ્વારા દર્શાવવામાં આવતી ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ કોષ્ટક 11.1માં દર્શાવેલી છે. બોરોન, કાર્બન અને નાઈટ્રોજન સમૂહોમાં હલકા તત્ત્વોની સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થા સૌથી વધુ સ્થાયી હોય છે. તેમ છતાં દરેક સમૂહના ભારે તત્ત્વો માટે ઓક્સિડેશન અવસ્થા તેની સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થાથી બે એકમ જેટલી ઓછી અને ક્રમિક રીતે સ્થાયી થતી જાય છે. સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થાથી બે એકમ જેટલી ઓછી ઓક્સિડેશન અવસ્થાની પ્રાપ્તિને ‘નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર’ કહે છે.

કોષ્ટક 11.1 p -વિભાગના તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ

સમૂહ	13	14	15	16	17	18
સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6 (He માટે $1s^2$)
સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ	B	C	N	O	F	He
સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થા	+3	+4	+5	+6	+7	+8
અન્ય ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ	+1	+2, -4	+3, -3	+4, +2, -2	+5, +3, +1, -1	+6, +4, +2

બે ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ - સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થા અને સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થાથી બે એકમ ઓછીની સાપેક્ષ સ્થાયીતા સમૂહ મુજબ બદલાતી રહે છે જેની ચર્ચા આગળ ઉપર યોગ્ય સ્થાને કરીશું.

એક રસપ્રદ બાબત નોંધવા જેવી એ છે કે આવર્તકોષ્ટકમાં અધાતુઓ અને ઉપધાતુઓનો માત્ર p -વિભાગમાં જ સમાવેશ થયો છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ અધાત્વીય લાક્ષણિકતા ઘટતી જાય છે. વાસ્તવમાં p -વિભાગના દરેક સમૂહમાં સૌથી ભારે તત્ત્વો સૌથી વધુ ધાત્વીય સ્વભાવ ધરાવે છે. તત્ત્વોમાં અધાત્વીયથી ધાત્વીય લાક્ષણિકતાનો આ ફેરફાર તેઓના રસાયણવિજ્ઞાનમાં વિવિધતા લાવે છે જેનો આધાર તત્ત્વના સમૂહ પર રહેલો છે.

સામાન્ય રીતે અધાતુ તત્ત્વો ધાતુ તત્ત્વો કરતાં ઊંચી આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને ઊંચી વિદ્યુતઋણતા ધરાવે છે. આથી ધાતુઓ ઝડપથી ધનાયન બનાવે છે, જ્યારે તેનાથી વિપરિત અધાતુઓ ઝડપથી ઋણાયન બનાવે છે. અતિ પ્રતિક્રિયાત્મક ધાતુ સાથે અતિ પ્રતિક્રિયાત્મક અધાતુ દ્વારા બનતા સંયોજનો સામાન્ય રીતે આયનીય હોય છે, કારણ કે તેઓની વિદ્યુતઋણતામાં મોટો તફાવત હોય છે, જ્યારે બીજી તરફ અધાતુઓ પોતાની સાથે જોડાઈને વધુ સહસંયોજક લાક્ષણિકતાવાળા સંયોજનો બનાવે છે, કારણ કે તેઓની વિદ્યુતઋણતામાં ઓછો તફાવત હોય છે. અધાત્વીયમાંથી ધાત્વીય લાક્ષણિકતાના આ ફેરફારને તેઓના દ્વારા બનતા ઓક્સાઈડ સંયોજનોના સ્વભાવના આધારે સમજાવી શકાય છે. અધાતુઓના ઓક્સાઈડ સંયોજનો સ્વભાવે એસિડિક અથવા તટસ્થ હોય છે, જ્યારે ધાતુઓના ઓક્સાઈડ સ્વભાવે બેઝિક હોય છે.

p -વિભાગના દરેક સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ તે સમૂહના અન્ય તત્ત્વોથી મુખ્ય બે બાબતોમાં જુદું પડે છે. પહેલી બાબત તેઓનું કદ અને કદ પર આધારિત અન્ય બધા ગુણધર્મો છે. આથી s -વિભાગના હલકા તત્ત્વો વિથિયમ અને બેરિલિયમની જેમ p -વિભાગના હલકા તત્ત્વો પણ જુદાપણું દર્શાવે છે. બીજી મહત્ત્વની બાબત p -વિભાગના ભારે તત્ત્વોની (ત્રીજા આવર્તથી શરૂ કરી પછીના આવર્તમાં) સંયોજકતાકોશમાં d -કક્ષકોની હાજરી છે, જે દ્વિતીય આવર્તના તત્ત્વોમાં નથી હોતી. p -વિભાગના બીજા આવર્તના તત્ત્વો કે જેની શરૂઆત બોરોન તત્ત્વથી થાય છે તેની મહત્તમ સહસંયોજકતા ચાર (એક $2s$ અને ત્રણ $2p$ કક્ષકોનો ઉપયોગ કરવાથી) સુધી સીમિત છે. તેનાથી વિપરિત p -સમૂહોના ત્રીજા આવર્તના સભ્યોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $3s^23p^n$ હોય છે. જેમાં $3p$ અને $4s$ શક્તિસ્તર વચ્ચે રહેલી $3d$ કક્ષક ખાલી હોય છે. આ d -કક્ષકોનો ઉપયોગ કરીને ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વો તેઓની સહસંયોજકતા ચારથી વધારી શકે છે. દા.ત., બોરોન માત્ર $[BF_4]^-$ બનાવે છે જ્યારે એલ્યુમિનિયમ $[AlF_6]^{3-}$ આયન બનાવે છે. આ d -કક્ષકોની હાજરી ભારે તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનને ઘણી બધી રીતે અસર કરે છે. કદ અને d -કક્ષકોની હાજરી સંયુક્ત રીતે આ તત્ત્વોની π -બંધ બનાવવાની ક્ષમતાને અસર કરે છે. સમૂહના પ્રથમ તત્ત્વ અને તે જ સમૂહના ભારે તત્ત્વોની પોતાની સાથે (દા.ત., $C=C$, $C\equiv C$, $N\equiv N$) અને દ્વિતીય આવર્તના અન્ય તત્ત્વો (દા.ત., $C=O$, $C=N$, $C\equiv N$, $N=O$) સાથે બહુબંધ બનાવવાની ક્ષમતામાં તફાવત હોય છે. p -વિભાગના ભારે તત્ત્વો આ પ્રકારના પ્રબળ π -બંધ બનાવતા નથી. ભારે તત્ત્વો π -બંધ બનાવે છે પણ તેમાં

d -કક્ષકો ($d\pi - p\pi$ અથવા $d\pi - d\pi$) ભાગ લે છે. d -કક્ષકોની શક્તિ p -કક્ષકોની શક્તિ કરતાં વધુ હોય છે, આથી બીજા આવર્તના તત્ત્વોના $p\pi - p\pi$ બંધની સરખામણીમાં d -કક્ષકોની એકંદર સ્થાયીતા ઓછી હોય છે. જો કે સમાન ઓક્સિડેશન આંક ધરાવતા પ્રથમ તત્ત્વો કરતાં ભારે તત્ત્વોની સ્પિસીઝના સવર્ગીક વધારે હોય છે. દા.ત., +5 ઓક્સિડેશન અવસ્થામાં N અને P બંને ઓક્સો એનાયન NO_3^- (π -બંધ સહિતના ત્રણ સવર્ગને સમાવતી નાઇટ્રોજનની એક p -કક્ષક) અને PO_4^{3-} (π -બંધમાં ફાળો આપતી ચાર-સવર્ગ ધરાવતી s , p અને d કક્ષકો) બનાવે છે. આ એકમમાં આપણે આવર્તકોષ્ટકના સમૂહ 13 અને 14ના રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ કરીશું.

11.1 સમૂહ 13ના તત્ત્વો : બોરોન પરિવાર (Group 13 Elements : The Boron Family)

આ સમૂહના તત્ત્વો ગુણધર્મોમાં બહોળી વિવિધતા દર્શાવે છે. બોરોન એક વિશિષ્ટ અધાતુ છે. એલ્યુમિનિયમ ધાતુ છે પણ તે બોરોન સાથે ઘણી રાસાયણિક સામ્યતા દર્શાવે છે. જ્યારે ગેલિયમ, ઈન્ડિયમ અને થેલિયમ લગભગ પૂર્ણ રીતે ધાત્વીય લાક્ષણિકતા ધરાવે છે.

બોરોન એક દુર્લભ તત્ત્વ છે. તે મુખ્યત્વે ઓર્થોબોરિક એસિડ (H_3BO_3), બોરેક્ષ ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) અને કર્નાઈટ ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) સ્વરૂપે મળી આવે છે. ભારતમાં બોરેક્ષ પુગાખીણ (લદાખ) અને સાંભર સરોવરમાં (રાજસ્થાન) મળી આવે છે. પૃથ્વીના પોપડામાં બોરોન કુલ દળના 0.0001 % પ્રમાણમાં મળી આવે છે. બોરોનના બે સમસ્થાનિકો ^{10}B (19 %) અને ^{11}B (81 %) જોવા મળે છે. એલ્યુમિનિયમ પૃથ્વીના પોપડામાં સૌથી વધુ પ્રમાણમાં મળી આવતી ધાતુ છે તથા ઓક્સિજન (45.5 %) અને સિલિકોન (27.7 %) પછી પૃથ્વીના પોપડામાં ત્રીજા ક્રમે સૌથી વધુ પ્રમાણમાં (8.31 %) મળી આવતું તત્ત્વ છે. બૉક્સાઈટ ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) અને કાયોલાઈટ (Na_3AlF_6) એલ્યુમિનિયમની અગત્યની ખનીજો છે. ભારતમાં તે અબરખ (mica) તરીકે મધ્યપ્રદેશમાં, કર્ણાટકમાં, ઓરિસ્સામાં અને જમ્મુમાં મળી આવે છે. ગેલિયમ, ઈન્ડિયમ અને થેલિયમ કુદરતમાં ખૂબ જ ઓછા પ્રમાણમાં પ્રાપ્ય છે.

આ તત્ત્વોના પરમાણ્વીય, ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોની ચર્ચા નીચે કરવામાં આવી છે.

11.1.1 ઈલેક્ટ્રોનીય રચના

(Electronic Configuration)

આ તત્ત્વોની બાહ્યતમ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^1 છે. ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાનો ઊંડાણમાં અભ્યાસ કરતાં જણાય છે કે બોરોન અને એલ્યુમિનિયમમાં અંતર્ભાગ ઉમદા વાયુ છે, ગેલિયમ અને ઈન્ડિયમમાં અંતર્ભાગ ઉમદા વાયુ ઉપરાંત 10 d ઈલેક્ટ્રોન છે. થેલિયમમાં અંતર્ભાગ ઉમદા વાયુ ઉપરાંત 14 f ઈલેક્ટ્રોન અને 10 d ઈલેક્ટ્રોન છે. આમ, આ તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના એકમ 10માં ચર્ચા કરેલા પ્રથમ બે સમૂહોના તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કરતાં વધુ જટિલ છે. ઈલેક્ટ્રોનીય રચનામાં જોવા મળતો આ તફાવત આ સમૂહના તત્ત્વોના અન્ય ગુણધર્મો તથા આ સમૂહના બધા તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનને અસર કરે છે.

11.1.2 પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (Atomic Radii)

સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા દરેક ક્રમિક સભ્યમાં ઈલેક્ટ્રોનનો એક વધારાનો કોશ ઉમેરાતો જાય છે. તેથી પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વધતી જતી જોવા મળે છે. આમ, પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં વિચલન જોવા મળે છે. Gaની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા Alની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા કરતાં ઓછી હોય છે. આ બાબતને ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાના અંતર્ભાગમાં જોવા મળતી ભિન્નતાના આધારે સમજાવી શકાય છે. ગેલિયમમાં રહેલા વધારાના 10 d ઈલેક્ટ્રોન બાહ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન માટે તેમાં વધેલા કેન્દ્રિય વીજભાર પ્રત્યે માત્ર નબળી સ્ક્રિનિંગ (આવરણ) અસર (એકમ 2) દર્શાવે છે. પરિણામે ગેલિયમની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (135 pm) એલ્યુમિનિયમની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (143 pm) કરતાં ઓછી હોય છે.

11.1.3 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy)

સામાન્ય વલણના આધારે કહી શકાય કે સમૂહમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઉપરથી નીચે તરફ સરળતાથી ઘટતું નથી. B થી Al તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીમાં જોવા મળતો ઘટાડો તેના કદના વધારા સાથે સંકળાયેલો હોય છે. Al અને Ga વચ્ચે તથા In અને Tl વચ્ચેના તત્ત્વોમાં મળતી આયનીકરણ એન્થાલ્પીમાં જોવા મળતું અસાતત્ય d અને f ઈલેક્ટ્રોનને કારણે છે. આ ઈલેક્ટ્રોન નબળી સ્ક્રિનિંગ અસર ધરાવતા હોવાથી વધતા જતા કેન્દ્રિય વીજભારને સમતોલિત કરવા અશક્તિમાન હોય છે.

આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો અપેક્ષિત ક્રમ $\Delta_i H_1 < \Delta_i H_2 < \Delta_i H_3$ છે. દરેક તત્ત્વની પ્રથમ ત્રણ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો સરવાળો ઘણો વધુ હોય છે. આની અસર તમે જ્યારે રાસાયણિક ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કરશો ત્યારે જોવા મળશે.

11.1.4 વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity)

સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા વિદ્યુતઋણતા પ્રથમ B થી Al સુધી ઘટતી જાય છે અને બાદમાં અંશતઃ વધતી જાય

છે (કોષ્ટક 11.2). આનું કારણ તત્ત્વોના પરમાણ્વીય કદમાં રહેલો અનિયમિત તફાવત છે.

11.1.5 ભૌતિક ગુણધર્મો (Physical Properties)

બોરોન સ્વભાવે અધાત્વીય છે. તે અતિ સખત અને કાળા રંગનો ઘન પદાર્થ છે. તે અનેક અપરરૂપો સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. અતિપ્રબળ સ્ફટિકમય લેટિસને કારણે બોરોન અસામાન્ય ઊંચું ગલનબિંદુ ધરાવે છે. તે સિવાયના અન્ય તત્ત્વો નીચા ગલનબિંદુ અને ઊંચી વિદ્યુતવાહકતા ધરાવતી નરમ ધાતુઓ છે. અહીં તે નોંધવું યોગ્ય ગણાશે કે ગેલિયમ અસામાન્ય નીચું ગલનબિંદુ (303 K) ધરાવે છે જેથી તે ઉનાળા દરમિયાન પ્રવાહી અવસ્થામાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે. તેનું ઊંચું ઉત્કલનબિંદુ (2676 K) તેને ઊંચા તાપમાનના માપન માટેનો ઉપયોગી પદાર્થ બનાવે છે. સમૂહમાં બોરોનથી થેલિયમ તરફ નીચે જતાં તત્ત્વોની ઘનતા વધતી જાય છે.

11.1.6 રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties) ઓક્સિડેશન અવસ્થા અને રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વલણો

બોરોનના નાના કદને કારણે તેની પ્રથમ ત્રણ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનો સરવાળો ઘણો વધુ હોય છે. જે +3 ઓક્સિડેશન અવસ્થાવાળા આયનોને બનતા રોકે છે અને માત્ર સહસંયોજક

સંયોજનો બનાવવા પ્રેરે છે, પરંતુ આપણે B થી Al તરફ જઈએ તો Alની પ્રથમ ત્રણ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના સરવાળાનું મૂલ્ય નોંધપાત્ર ઘટે છે અને તેથી તે Al^{3+} બનાવી શકે છે. વાસ્તવમાં એલ્યુમિનિયમ ઉચ્ચ વિદ્યુત ધનમય ધાતુ છે. આમ, સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં આંતરવર્તી d અને f કક્ષકોની નબળી શીલ્ડિંગ (પરિરક્ષણ) અસરને કારણે વધેલો અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર ns ઇલેક્ટ્રોનને મજબૂતાઈથી બાંધી રાખે છે (આંતર યુગ્મ અસર માટે જવાબદાર). આ રીતે તેઓની બંધમાં ભાગીદારી રોકાય છે. પરિણામે બંધમાં માત્ર p -કક્ષક ભાગ લે છે. વાસ્તવમાં Ga, In અને Tl માં +1 અને +3 બંને ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ જોવા મળે છે. ભારે તત્ત્વોમાં +1 ઓક્સિડેશન અવસ્થાનું સ્થાયીત્વ ક્રમાનુસાર વધતું જાય છે : $Al < Ga < In < Tl$. થેલિયમમાં +1 ઓક્સિડેશન અવસ્થા મુખ્ય છે. જ્યારે +3 ઓક્સિડેશન અવસ્થા વધુ ઓક્સિડેશનકર્તાની લાક્ષણિકતા ધરાવે છે. ઊર્જાના આધારે +1 ઓક્સિડેશન અવસ્થાવાળા સંયોજનો +3 ઓક્સિડેશન અવસ્થાની સરખામણીમાં વધુ આયનીય હોય છે.

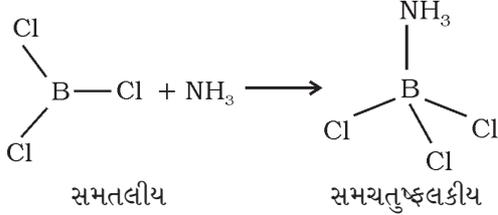
ત્રિસંયોજક અવસ્થામાં અણુના મધ્યસ્થી પરમાણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા 6 હોય છે (દા.ત., BF_3 માં બોરોન). આવા ઇલેક્ટ્રોન ઊણપવાળા અણુઓ સ્થાયી

કોષ્ટક 11.2 સમૂહ 13ના તત્ત્વોના પરમાણ્વીય અને ભૌતિક ગુણધર્મો

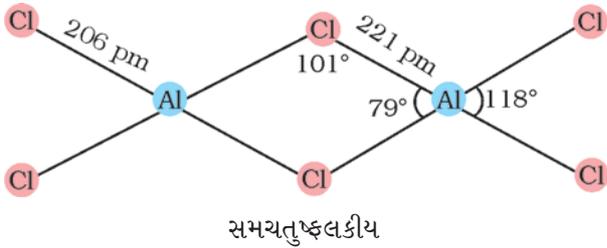
ગુણધર્મ	તત્ત્વ					
	બોરોન B	એલ્યુમિનિયમ Al	ગેલિયમ Ga	ઇન્ડિયમ In	થેલિયમ Tl	
પરમાણ્વીયક્રમાંક	5	13	31	49	81	
પરમાણ્વીયદળ($g\ mol^{-1}$)	10.81	26.98	69.72	114.82	204.38	
ઇલેક્ટ્રોનનીય રચના	$[He]2s^22p^1$	$[Ne]3s^23p^1$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	
પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા/ pm^a	(85)	143	135	167	170	
આયનીય ત્રિજ્યા M^{3+}/pm^b	(27)	53.5	62.0	80.0	88.5	
આયનીય ત્રિજ્યા M^+/pm	-	-	120	140	150	
આયનીકરણ એન્ટાલ્પી/ ($kJ\ mol^{-1}$)	Δ_1H_1 Δ_1H_2 Δ_1H_3	801 2427 3659	577 1816 2744	579 1979 2962	558 1820 2704	589 1971 2877
વિદ્યુતઋણતા ^c	2.0	1.5	1.6	1.7	1.8	
ઘનતા / $g\ cm^{-3}$ 298 K	2.35	2.70	5.90	7.31	11.85	
ગલનબિંદુ / K	2453	933	303	430	576	
ઉત્કલનબિંદુ / K	3923	2740	2676	2353	1730	
(M^{3+}/M) માટે E^{\ominus}/V	-	-1.66	-0.56	-0.34	+1.26	
(M^+/M) માટે E^{\ominus}/V	-	+0.55	-0.79(એસિડ) -1.39(આલ્કલી)	-0.18	-0.34	

^aધાત્વીય ત્રિજ્યા, ^b 6-સર્વર્ગ, ^c પાઉલિંગ માપકમ

ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરવા માટે એક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ સ્વીકારી લૂઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં કદમાં વધારો થતાં લૂઈસ એસિડ તરીકેનું વલણ ઘટતું જાય છે. BCl_3 એમોનિયા પાસેથી સરળતાથી અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ સ્વીકારીને $BCl_3 \cdot NH_3$ બનાવે છે.



$AlCl_3$ ડાયમર બનાવીને સ્થાયીતા મેળવે છે.



ત્રિસંયોજક અવસ્થામાં મોટા ભાગના સંયોજનો સહસંયોજક હોય છે, જે પાણીમાં જળવિભાજન પામે છે. દા.ત., ટ્રાયક્લોરાઇડ પાણીમાં જળવિભાજન પામીને સમચતુષ્ફલકીય $[M(OH)_4]^-$ સ્પીસિઝ બનાવે છે, જ્યાં M તત્ત્વની સંકરણ અવસ્થા sp^3 હોય છે. એસિડિક જલીય દ્રાવણમાં એલ્યુમિનિયમ ક્લોરાઇડ અષ્ટફલકીય $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ આયન બનાવે છે. આ સંકીર્ણ આયનમાં Alની 3d કક્ષકો સમાયેલી હોય છે અને Alની સંકરણ અવસ્થા sp^3d^2 હોય છે.

કોષ્ટકો 11.1

Al^{3+}/Al ના પ્રમાણિત વિદ્યુતપ્રવ પોટેન્શિયલનું મૂલ્ય (E^\ominus) -1.66 V છે અને Tl^{3+}/Tl ના પ્રમાણિત વિદ્યુતપ્રવ પોટેન્શિયલનું મૂલ્ય $+1.26 \text{ V}$ છે. દ્રાવણમાં M^{3+} આયન બનવા વિષેનું અનુમાન કરો અને બંને ધાતુઓની વિદ્યુતધન લાક્ષણિકતાની સરખામણી કરો.

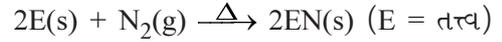
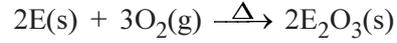
ઉકેલ :

બંને અર્ધકોષ પ્રક્રિયાઓના પ્રમાણિત વિદ્યુતપ્રવ પોટેન્શિયલના મૂલ્યો દર્શાવે છે કે એલ્યુમિનિયમમાં Al^{3+} આયન બનાવવાનું વલણ વધુ છે, જ્યારે Tl^{3+} દ્રાવણમાં માત્ર અસ્થાયી છે તેટલું જ નહિ પણ તે પ્રબળ ઓક્સિડેશનકર્તા

પણ છે. આમ દ્રાવણમાં Tl^{3+} કરતાં Tl^+ વધુ સ્થાયી હોય છે. +3 આયન બનાવવાને કારણે એલ્યુમિનિયમ થેલિયમની સરખામણીમાં વધુ વિદ્યુતધન છે.

(i) હવા પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

બોરોન સ્ફટિકીય સ્વરૂપમાં અપ્રતિક્રિયાત્મક છે. એલ્યુમિનિયમ તેની સપાટી પર ઓક્સાઇડનું અતિ પાતળું સ્તર બનાવે છે જે ધાતુ પર બાદમાં થનાર હુમલા સામે રક્ષણ આપે છે. અસ્ફટિકમય બોરોન અને એલ્યુમિનિયમ ધાતુને હવાની હાજરીમાં ગરમ કરતાં અનુક્રમે B_2O_3 અને Al_2O_3 બને છે. ઊંચા તાપમાને ડાયનાઇટ્રોજન સાથે તેઓ નાઇટ્રાઇડ બનાવે છે.

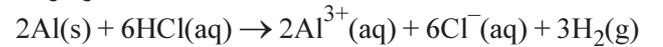


સમૂહમાં નીચે તરફ જઈએ તેમ આ ઓક્સાઇડ સંયોજનોના સ્વભાવ બદલાતા જાય છે. બોરોન ટ્રાયોક્સાઇડ એસિડિક છે અને બેઝિક (ધાત્વીય) ઓક્સાઇડ સાથે પ્રક્રિયા કરીને ધાતુબોરેટ બનાવે છે. એલ્યુમિનિયમ અને ગેલિયમના ઓક્સાઇડ સંયોજનો ઊભયધર્મી સ્વભાવ ધરાવે છે, જ્યારે ઇન્ડિયમ અને થેલિયમ ઓક્સાઇડ બેઝિક સ્વભાવ ધરાવે છે.

(ii) એસિડ અને આલ્કલી સંયોજનો પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

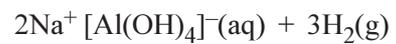
મધ્યમસરના તાપમાને પણ બોરોન એસિડ અને બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરતા નથી પણ એલ્યુમિનિયમ ખનીજ એસિડ અને જલીય આલ્કલીમાં ઓગળે છે અને ઊભયધર્મી લાક્ષણિકતા દર્શાવે છે.

એલ્યુમિનિયમ મંદ HCl માં ઓગળે છે અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મુક્ત કરે છે.



પરંતુ, સાંદ્ર નાઇટ્રિક એસિડ એલ્યુમિનિયમ ધાતુની સપાટી પર ઓક્સાઇડનું રક્ષણાત્મક સ્તર બનાવીને તેને નિષ્ક્રિય કરી દે છે.

એલ્યુમિનિયમ જલીય આલ્કલી સાથે પણ પ્રક્રિયા કરે છે અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મુક્ત કરે છે.



સોડિયમ ટેટ્રાહાઇડ્રોક્સોએલ્યુમિનેટ(III)

(iii) હેલોજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

આ તત્ત્વો હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરી ટ્રાયહેલાઇડ (TlX_3 સિવાય) બનાવે છે.

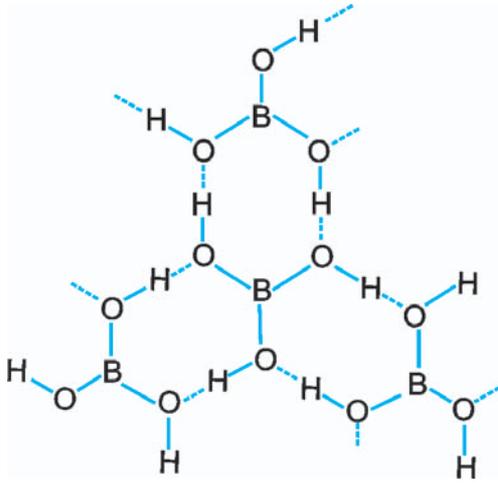


એકમો આકૃતિ 11.1માં દર્શાવ્યા મુજબ હાઇડ્રોજન બંધ દ્વારા જોડાયેલા હોય છે.

બોરિક એસિડ નિર્બળ એકબેજિક એસિડ છે. તે પ્રોટોનીય (protonic) એસિડ નથી પણ હાઇડ્રોક્સિલ આયન પાસેથી ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે.



ઓર્થોબોરિક એસિડને 370 K થી ઊંચા તાપમાને ગરમ કરતાં તે મેટાબોરિક એસિડ (HBO_2) બનાવે છે. જેને વધુ ગરમ કરતાં બોરિક ઓક્સાઇડ (B_2O_3) બને છે.



આકૃતિ 11.1 બોરિક એસિડનું બંધારણ : તૂટક રેખા હાઇડ્રોજન બંધ દર્શાવે છે.

કોયડો 11.4

બોરિક એસિડને શા માટે નિર્બળ એસિડ તરીકે ગણવામાં આવે છે ?

ઉકેલ :

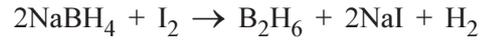
કારણ કે તે સ્વયં H^+ આયન મુક્ત કરવા શક્તિમાન નથી હોતો. તે પાણીના અણુમાંથી OH^- આયન મેળવીને તેનું અષ્ટક પૂર્ણ કરે છે અને H^+ આયન મુક્ત કરે છે.

11.3.3 ડાયબોરેન (Diborane) (B_2H_6)

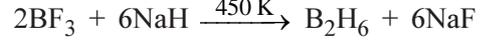
સાદામાં સાદો બોરોન હાઇડ્રાઇડ ડાયબોરેન તરીકે ઓળખાય છે. તેને ડાયઇથાઇલ ઈથરમાં બોરોન ટ્રાયફ્લોરાઇડની LiAlH_4 સાથેની પ્રક્રિયાથી બનાવી શકાય છે.



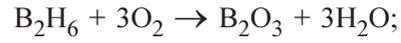
ડાયબોરેનની બનાવટ માટેની પ્રયોગશાળાની અનુકૂળ પદ્ધતિમાં સોડિયમ બોરોહાઇડ્રાઇડની આયોડિન સાથેની ઓક્સિડેશન પ્રક્રિયાનો સમાવેશ થાય છે.



ઔદ્યોગિક સ્તરે ડાયબોરેનનું ઉત્પાદન BF_3 ની સોડિયમ હાઇડ્રાઇડ સાથેની પ્રક્રિયા દ્વારા કરવામાં આવે છે.

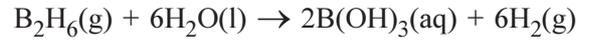


ડાયબોરેન અતિઝેરી રંગવિહીન વાયુ છે. તેનું ઉત્કલનબિંદુ 180 K છે. ડાયબોરેન હવાના સંપર્કમાં આવતા સ્વયંભૂ સળગી ઊઠે છે. હવાની હાજરીમાં તે સળગતા ખૂબ જ મોટા જથ્થામાં ઊર્જા પેદા કરે છે.

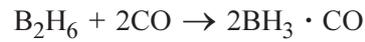
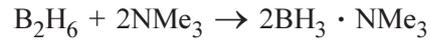


$$\Delta_c H^\ominus = -1976 \text{ kJ mol}^{-1}$$

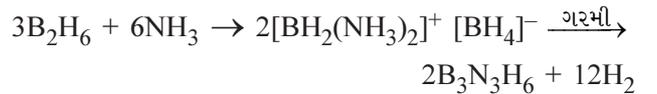
મોટા ભાગના ઉચ્ચ બોરેન સંયોજનો પણ હવામાં સ્વયંભૂ સળગી ઊઠે છે. બોરેન સંયોજનો પાણીમાં ઝડપથી જળવિભાજન પામી બોરિક એસિડ આપે છે.



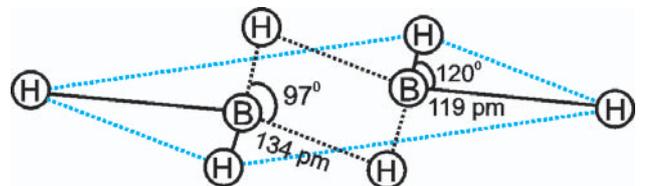
ડાયબોરેન લુઈસ બેઈઝ (L) સાથે ખંડન પ્રક્રિયા કરીને બોરોન યોગશીલ નીપજ ($\text{BH}_3 \cdot \text{L}$) બનાવે છે.



ડાયબોરેન એમોનિયા સાથેની પ્રક્રિયાથી પ્રથમ $\text{B}_2\text{H}_6 \cdot 2\text{NH}_3$ બનાવે છે. જેને સૂત્ર $[\text{BH}_2(\text{NH}_3)_2]^+ [\text{BH}_4]^-$ દ્વારા દર્શાવી શકાય છે. તેને વધુ ગરમ કરતાં $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ (બોરેઝીન) મળે છે. આ સંયોજનોની વલય રચનામાં BH અને NH સમૂહો એકાંતરે ગોઠવાયેલા હોવાથી તેને અકાર્બનિક બેન્ઝિન પણ કહે છે.

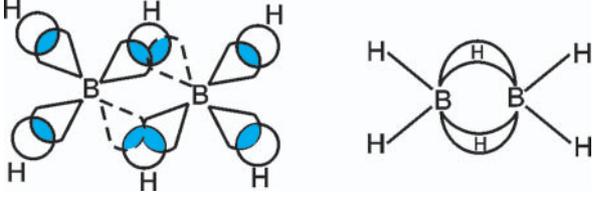


આકૃતિ 11.2(a)માં ડાયબોરેનનું બંધારણ દર્શાવેલું છે. જેમાં છેડે રહેલા ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ અને બે બોરોન પરમાણુઓ એક જ સમતલમાં હોય છે. ઉપરાંત બે સેતુ હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ આ સમતલની ઉપર અને નીચે પણ આવેલા હોય છે. આકૃતિ 11.2(b)માં દર્શાવ્યા મુજબ છેડે રહેલા ચાર B-H બંધ સામાન્ય બે કેન્દ્ર - બે ઇલેક્ટ્રોન બંધ બનાવે છે. જ્યારે બે સેતુ (B-H-B) બંધ જુદા હોય છે. જે ત્રણ કેન્દ્ર - બે ઇલેક્ટ્રોન બંધ બનાવે છે.



આકૃતિ 11.2(a) ડાયબોરેનનું બંધારણ (B_2H_6)

બોરોન, હાઇડ્રાઇડોબોરેટ સંયોજનોની શ્રેણી બનાવે છે. જેમાં સમયતુષ્કલકીય $[\text{BH}_4]^-$ અતિ મહત્વનું છે. ઘણી ધાતુઓના ટ્રાઇહાઇડ્રાઇડોબોરેટ સંયોજનો જાણીતા છે. લિથિયમ અને સોડિયમ ટ્રાઇહાઇડ્રાઇડોબોરેટ સંયોજનોને **બોરોહાઇડ્રાઇડ સંયોજનો** પણ કહે છે, જેને ડાયઇથાઇલ ઈથરમાં ધાતુ હાઇડ્રાઇડની B_2H_6 સાથેની પ્રક્રિયાથી મેળવી શકાય છે.



આકૃતિ 11.2(b) ડાયબોરેનમાં બંધન. બંધન માટે દરેક B પરમાણુ, sp^3 સંકૃત હોય છે. દરેક B પરમાણુની ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકોમાંથી એક ઈલેક્ટ્રોન રહિત હોય છે, જેને તૂટક રેખાથી દર્શાવેલ છે. છેડે રહેલા B-H બંધ સામાન્ય 2-કેન્દ્ર-2-ઇલેક્ટ્રોન બંધ છે, પરંતુ બે સેતુ બંધ 3-કેન્દ્ર-2-ઇલેક્ટ્રોન બંધ છે. આ 3-કેન્દ્ર-2-ઇલેક્ટ્રોન સેતુ બંધને 'કેળા આકારનો બંધ' (banana bond) પણ કહે છે.

LiBH_4 અને NaBH_4 બંને સંયોજનો કાર્બનિક સંશ્લેષણમાં રિડક્શનકર્તા તરીકે ઉપયોગી છે. તેઓ અન્ય ધાતુબોરોહાઇડ્રાઇડની બનાવટ માટે પ્રારંભિક પદાર્થ તરીકે ઉપયોગી છે.

11.4 બોરોન અને એલ્યુમિનિયમ તથા તેમના સંયોજનોના ઉપયોગો (Uses of Boron and Aluminium and Their Compounds)

બોરોન ઊંચું ગલનબિંદુ, નીચી ઘનતા અને ઘણી ઓછી વિદ્યુતવાહકતા ધરાવતું અત્યંત સખત ઉચ્ચતાપસહી ઘન તત્વ હોવાથી તેના અનેક ઉપયોગો છે. બોરોન રેસાઓનો ઉપયોગ બુલેટપ્રૂફ જેકેટ બનાવવામાં તથા હવાઈજહાજ માટે હલકા સંયુક્ત (composite) પદાર્થો બનાવવામાં થાય છે. બોરોન-10 (^{10}B) સમસ્થાનિક ન્યુટ્રોનને અવશોષવાની વધુ ક્ષમતા ધરાવે છે. તેથી ન્યુક્લિયર ઉદ્યોગોમાં ધાતુ બોરાઇડ સંયોજનો રક્ષાત્મક આવરણ અને નિયંત્રણ સળિયા તરીકે ઉપયોગી થાય છે. બોરેક્સ અને બોરિક એસિડની મુખ્ય ઔદ્યોગિક ઉપયોગિતા ઉષ્માપ્રતિકારક કાચ (દા.ત., પાયરેક્સ), કાચનું ઊન અને કાચના રેસા બનાવવાની છે. બોરેક્સ ધાતુઓના સોલ્ડરિંગ કરવા માટે ફ્લક્સ તરીકે તથા ઉષ્મા, લિસોટા અને ડાઘા પ્રતિકારક

માટીના વાસણો બનાવવામાં ઉપયોગી છે. તે ઔષધીય સાબુનો એક ઘટક છે. ઓર્થોબોરિક એસિડનું જલીય દ્રાવણ સામાન્ય રીતે મંદ જીવાણુનાશી તરીકે ઉપયોગી થાય છે.

એલ્યુમિનિયમ ચાંદી જેવી ચળકતી સફેદ ધાતુ છે. તે ઊંચું તનન સામર્થ્ય (tensile strength) ધરાવે છે. તે ઊંચી વિદ્યુત અને ઉષ્મા વાહકતા ધરાવે છે. વજન-થી-વજનના આધારે એલ્યુમિનિયમ, કૉપર કરતાં બમણી વિદ્યુતવાહકતા ધરાવે છે. રોજિંદા જીવનમાં અને ઉદ્યોગોમાં એલ્યુમિનિયમનો બહોળો ઉપયોગ થાય છે. તે Cu, Mn, Mg, Si અને Zn સાથે મિશ્ર ધાતુ બનાવે છે. એલ્યુમિનિયમ અને તેની મિશ્ર ધાતુઓને જુદા જુદા આકાર - પાઈપ, ટ્યૂબ, સળિયા, વાયર, પ્લેટ અને પતરામાં ઢાળી શકાય છે. તેથી તેનો ઉપયોગ પેકિંગમાં, વાસણો બનાવવામાં, બાંધકામમાં, વિમાન અને વાહનવ્યવહાર ઉદ્યોગમાં થાય છે. એલ્યુમિનિયમ અને તેના સંયોજનોનો તેઓના ઝેરી સ્વભાવના કારણે રોજિંદા જીવનમાં ઉપયોગ ઘટ્યો છે.

11.5 સમૂહ 14ના તત્ત્વો : કાર્બન પરિવાર (Group 14 Elements : The Carbon Family)

કાર્બન (C), સિલિકોન (Si), જર્મેનિયમ (Ge), ટિન (Sn) અને લેડ (Pb) સમૂહ 14ના સભ્યો છે. કાર્બન પૃથ્વીના પોપડામાં વજનથી સત્તરમા ક્રમે વિપુલ પ્રમાણમાં મળી આવતું તત્ત્વ છે. તે કુદરતમાં મુક્ત તેમજ સંયોજિત અવસ્થામાં બહોળા પ્રમાણમાં વહેંચાયેલું જોવા મળે છે. તત્ત્વ અવસ્થામાં તે કોલસા, ગ્રેફાઈટ અને હીરા સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જ્યારે સંયોજિત અવસ્થામાં તે ધાતુ-કાર્બોનેટ, હાઇડ્રોકાર્બન અને હવામાં કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વાયુ (0.03 %) સ્વરૂપે હાજર હોય છે. એક બાબત દૃઢતાપૂર્વક કહી શકાય તેવી છે કે કાર્બન આખા વિશ્વમાં સૌથી વધુ ઉપયોગી તત્ત્વ છે. જેના અન્ય તત્ત્વો જેવા કે ડાયહાઇડ્રોજન, ડાયઑક્સિજન, ક્લોરિન અને સલ્ફર સાથેના સંયોજનો જીવંત પેશીઓમાંથી દવાઓ અને પ્લાસ્ટિક જેવા વિસ્મયકારક પદાર્થો બનાવે છે. કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાન કાર્બનના સંયોજનો પર આધારિત હોય છે. તે જીવંત પ્રાણીઓ માટે આવશ્યક ઘટક છે. કુદરતી રીતે મળતો કાર્બન બે સ્થાયી સમસ્થાનિકો : ^{12}C અને ^{13}C ધરાવે છે. આ ઉપરાંત ત્રીજો સમસ્થાનિક ^{14}C પણ અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જેનો અર્ધઆયુષ્ય સમય 5770 વર્ષ છે. તેનો ઉપયોગ રેડિયોકાર્બન ડેટિંગમાં થાય છે. સિલિકોન પૃથ્વીના પોપડામાં દ્વિતીય ક્રમે (દળથી 27.7 %) વિપુલ પ્રમાણમાં મળી આવતું તત્ત્વ છે. કુદરતમાં તે સિલિકા અને સિલિકેટ સ્વરૂપે મળી આવે છે. સિલિકોન સિરામિક, કાચ અને સિમેન્ટનું ખૂબ જ અગત્યનું ઘટક છે. જર્મેનિયમ ખૂબ જ અલ્પપ્રમાણમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

ટિન મુખ્યત્વે કેસિટેરાઈટ (cassiterite) (SnO_2) તરીકે અને લેડ ગેલીના (PbS) તરીકે મળી આવે છે.

અતિશુદ્ધ સ્વરૂપના જર્મેનિયમ અને સિલિકોન ટ્રાન્ઝિસ્ટર અને અર્ધવાહક બનાવવામાં ઉપયોગી થાય છે.

કોષ્ટક 11.3માં સમૂહ 14ના તત્ત્વોના અગત્યના પરમાણ્વીય અને ભૌતિક ગુણધર્મો તેઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સહિત દર્શાવેલા છે. કેટલાક પરમાણ્વીય, ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોની ચર્ચા નીચે કરવામાં આવી છે.

11.5.1 ઈલેક્ટ્રોનીય રચના

(Electronic Configuration)

સમૂહ 14ના તત્ત્વોની સંયોજકતા કોશની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^2 છે. આ સમૂહના તત્ત્વોની પણ ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાના અંતર્ભાગ જુદા પડે છે.

11.5.2 સહસંયોજક ત્રિજ્યા (Covalent Radius)

C થી Si તરફ જતાં સહસંયોજક ત્રિજ્યામાં નોંધપાત્ર વધારો થાય છે, ત્યારબાદ Si થી Pb તરફ જતાં આ ત્રિજ્યામાં ઓછો વધારો જોવા મળે છે. આમ, થવાનું કારણ ભારે તત્ત્વોમાં સંપૂર્ણ ભરાયેલી d અને f કક્ષકોની હાજરી છે.

11.5.3 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy)

સમૂહ 14ના તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી તેને અનુવર્તી સમૂહ 13ના તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. અહીં પણ અંતર્ભાગ ઈલેક્ટ્રોનની અસર જોવા મળે છે. સામાન્ય રીતે સમૂહમાં નીચે તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે. Si થી Ge તથા Ge થી Sn તરફ જતાં $\Delta_i H$ માં ઓછો ઘટાડો જોવા મળે છે તથા Sn થી Pb તરફ જતાં $\Delta_i H$ માં અલ્પ વધારો જોવા મળે છે. જેનું કારણ આંતરવર્તી d અને f -કક્ષકોની શિલ્ડીંગ અસર અને પરમાણુના કદમાં થતો વધારો છે.

11.5.4 વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity)

નાના કદના કારણે સમૂહ 14ના તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા સમૂહ 13ના તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા કરતાં થોડી વધુ હોય છે. Si થી Pb તરફના તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય લગભગ સરખું હોય છે.

11.5.5 ભૌતિક ગુણધર્મો (Physical Properties)

સમૂહ 14ના બધા તત્ત્વો ઘન છે. કાર્બન અને સિલિકોન અધાતુ, જર્મેનિયમ ઉપધાતુ, જ્યારે ટિન અને લેડ નીચા

કોષ્ટક 11.3 સમૂહ 14ના તત્ત્વોના પરમાણ્વીય અને ભૌતિક ગુણધર્મો

ગુણધર્મ	તત્ત્વ					
	કાર્બન C	સિલિકોન Si	જર્મેનિયમ Ge	ટિન Sn	લેડ Pb	
પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	6	14	32	50	82	
પરમાણ્વીય દળ (g mol^{-1})	12.01	28.09	72.60	118.71	207.2	
ઈલેક્ટ્રોનીય રચના	[He] $2s^2 2p^2$	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$	
સહસંયોજક ત્રિજ્યા/ pm^a	77	118	122	140	146	
આયનીય ત્રિજ્યા M^{4+}/pm^b	–	40	53	69	78	
આયનીય ત્રિજ્યા M^{2+}/pm^b	–	–	73	118	119	
આયનીકરણ	$\Delta_i H_1$	1086	786	761	708	715
એન્થાલ્પી /	$\Delta_i H_2$	2352	1577	1537	1411	1450
kJ mol^{-1}	$\Delta_i H_3$	4620	3228	3300	2942	3081
	$\Delta_i H_4$	6220	4354	4409	3929	4082
વિદ્યુતઋણતા ^c	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9	
ઘનતા ^d / g cm^{-3}	3.51 ^e	2.34	5.32	7.26 ^f	11.34	
ગલનબિંદુ/K	4373	1693	1218	505	600	
ઉત્કલનબિંદુ/K	–	3550	3123	2896	2024	
વિદ્યુતીય અવરોધકતા/ ohm cm (293 K)	10^{14} – 10^{16}	50	50	10^{-5}	2×10^{-5}	

^a M^{IV} માટે ઓક્સિડેશન અવસ્થા; ^b 6-સર્વર્ગ; ^c પાઉલિંગ માપક્રમ; ^d 293 K; ^e હીરા માટે, ગ્રેફાઈટ માટે ઘનતા 2.22; ^f β -સ્વરૂપ (ઓરડાના તાપમાને સ્થાયી)

ગલનબિંદુ ધરાવતી નરમ ધાતુઓ છે. સમૂહ 14ના તત્ત્વોના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તેને અનુવર્તી સમૂહ 13ના તત્ત્વોના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ કરતાં વધુ હોય છે.

11.5.6 રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties) ઑક્સિડેશન અવસ્થા અને રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વલણો

સમૂહ 14ના તત્ત્વોની બાહ્યતમ કોશમાં ચાર ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. આ તત્ત્વો સામાન્ય ઑક્સિડેશન અવસ્થા +4 અને +2 દર્શાવે છે. કાર્બન ઋણ ઑક્સિડેશન અવસ્થા પણ દર્શાવે છે. તેની પ્રથમ ચાર આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનો સરવાળો ઘણો વધુ હોય છે. તેથી સામાન્ય રીતે +4 ઑક્સિડેશન અવસ્થાવાળા સંયોજનો સ્વભાવે સહસંયોજક હોય છે. ભારે તત્ત્વોમાં +2 ઑક્સિડેશન દર્શાવવાનું વલણ $Ge < Sn < Pb$ ક્રમમાં વધતું જાય છે. તેનું કારણ સંયોજકતા કોશના ns^2 ઇલેક્ટ્રોનની બંધ બનાવવામાં ભાગ લેવાની અક્ષમતા છે. આ બે ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સાપેક્ષ સ્થાયીતા સમૂહમાં નીચે તરફ જતા બદલાતી જાય છે. કાર્બન અને સિલિકોન મુખ્યત્વે +4 ઑક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે. જર્મેનિયમ +4 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં સ્થાયી સંયોજનો બનાવે છે, જ્યારે +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં માત્ર થોડાક જ સંયોજનો બનાવે છે. ટિન આ બંને ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં સંયોજનો બનાવે છે (Sn, +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં રિડક્શનકર્તા તરીકે વર્તે છે.). લેડના સંયોજનો +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં સ્થાયી હોય છે અને +4 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે વર્તે છે. ચતુર્સંયોજક અવસ્થામાં અણુમાં મધ્યસ્થી પરમાણુની આસપાસ આઠ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે (દા.ત., CCl_4 માં કાર્બન). તેઓ ઇલેક્ટ્રોન પરિપૂર્ણ અણુઓ હોવાના કારણે તેઓની પાસે ઇલેક્ટ્રોન દાતા કે ઇલેક્ટ્રોનગ્રાહી સ્પીસિઝ તરીકેની અપેક્ષા રાખી શકાતી નથી. જોકે કાર્બન ચાર કરતાં વધુ સહસંયોજકતા દર્શાવી શકતું નથી, પરંતુ સમૂહના અન્ય તત્ત્વો તેવું કરી શકે છે. આમ થવાનું કારણ તેઓમાં d -કક્ષકની હાજરી છે. આ કારણે તેઓના હેલાઈડ સંયોજનો જળવિભાજન પામે છે અને દાતા સ્પીસિઝ તરફથી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મો સ્વીકારીને સંકીર્ણ બનાવવાનું વલણ ધરાવે છે. દા.ત., SiF_6^{2-} , $[GeCl_6]^{2-}$, $[Sn(OH)_6]^{2-}$ સ્પીસિઝ, જેમાં મધ્યસ્થી પરમાણુનું સંકરણ sp^3d^2 છે.

(i) ઑક્સિજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

આ સમૂહના બધા તત્ત્વો ઑક્સિજનની હાજરીમાં ગરમ કરવાથી ઑક્સાઈડ બનાવે છે. આ ઑક્સાઈડ મુખ્યત્વે બે પ્રકારના હોય છે – મોનોક્સાઈડ અને ડાયોક્સાઈડ. તેઓના આણ્વીય સૂત્ર અનુક્રમે MO અને MO_2 છે. SiO માત્ર ઊંચા

તાપમાને જ અસ્તિત્વ ધરાવે છે. સામાન્ય રીતે ઊંચી ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવતા તત્ત્વના ઑક્સાઈડ સંયોજનો નીચી ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવતા તત્ત્વના ઑક્સાઈડ સંયોજનો કરતાં વધુ એસિડિક હોય છે. ડાયોક્સાઈડ $-CO_2$, SiO_2 અને GeO_2 સ્વભાવે એસિડિક હોય છે, જ્યારે SnO_2 અને PbO_2 સ્વભાવે ઊભયગુણી હોય છે. મોનોક્સાઈડમાં CO તટસ્થ, GeO એસિડિક જ્યારે SnO અને PbO તટસ્થ હોય છે.

કોયડો 11.5

સમૂહ 14ના સભ્યો પસંદ કરો કે જે

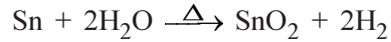
- સૌથી વધુ એસિડિક ડાયોક્સાઈડ બનાવે છે.
- સામાન્ય રીતે +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થામાં જોવા મળે છે.
- અર્ધવાહક તરીકે ઉપયોગી છે.

ઉકેલ :

- કાર્બન (ii) લેડ (iii) સિલિકોન અને જર્મેનિયમ

(ii) પાણી પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

કાર્બન, સિલિકોન અને જર્મેનિયમને પાણીની કોઈ અસર થતી નથી. ટિન પાણીની બાષ્પનું વિઘટન કરી ડાયોક્સાઈડ અને ડાયહાઈડ્રોજન વાયુ બનાવે છે.



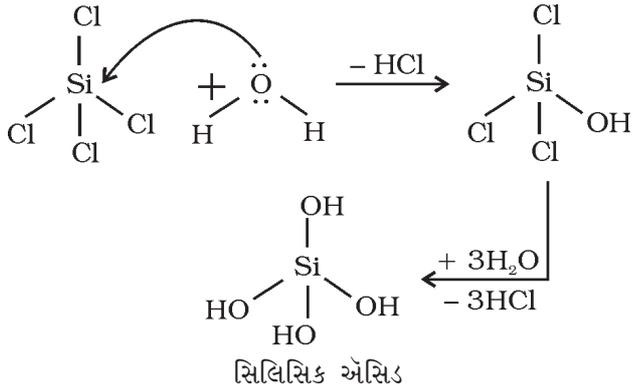
લેડ પર પાણીની અસર થતી નથી, તેનું સંભવિત કારણ તેના પર બનતું રક્ષણાત્મક ઑક્સાઈડ સ્તર છે.

(iii) હેલોજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

સમૂહ 14ના તત્ત્વો MX_2 અને MX_4 (જ્યાં, X = F, Cl, Br, I) આણ્વીયસૂત્રવાળા હેલાઈડ સંયોજનો બનાવે છે. કાર્બન સિવાયના અન્ય બધા તત્ત્વો અનુકૂળ પરિસ્થિતિમાં સીધા જ હેલોજન સાથે જોડાઈને હેલાઈડ સંયોજનો બનાવે છે. મોટા ભાગના MX_4 પ્રકારના સંયોજનો સહસંયોજક પ્રકૃતિ ધરાવે છે. આ હેલાઈડ સંયોજનોના મધ્યસ્થી પરમાણુ sp^3 સંકરણ દર્શાવે છે અને અણુનાં આકાર સમચતુષ્ફલકીય હોય છે. SnF_4 અને PbF_4 અપવાદ છે. કારણ કે તેઓ આયનીય પ્રકૃતિ ધરાવે છે. PbI_4 અસ્તિત્વ ધરાવતો નથી કારણ કે પ્રારંભમાં Pb-I બંધ બને છે ત્યારે પ્રક્રિયા એટલી ઊર્જા ઉત્પન્ન નથી કરી શકતી કે $6s^2$ માંના ઇલેક્ટ્રોન અયુગ્મિત થાય અને તેમાંનો એક ઇલેક્ટ્રોન ઊંચી કક્ષકમાં ઉત્તેજિત થવાથી લેડ પરમાણુની આસપાસ ચાર અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરી શકે. ભારે તત્ત્વોમાં Ge થી Pb તરફ જતા તત્ત્વો MX_2 આણ્વીય સૂત્રવાળા હેલાઈડ સંયોજનો બનાવવાની ક્ષમતા ધરાવે છે. સમૂહમાં નીચે તરફ જતાં ડાયહેલાઈડ સંયોજનોની સ્થાયીતા વધતી જાય છે. ઉષ્મીય અને રાસાયણિક સ્થાયીતાના આધારે GeX_4 , GeX_2 કરતાં વધુ સ્થાયી છે, જ્યારે PbX_4 કરતાં PbX_2 વધુ સ્થાયી છે. CCl_4

સિવાય અન્ય ટેટ્રાક્લોરાઈડ સંયોજનો સહેલાઈથી પાણી દ્વારા જળવિભાજન પામી શકે છે, કારણ કે મધ્યસ્થ પરમાણુ પાણીના ઓક્સિજન પરમાણુના અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મને પોતાની *d*-કક્ષકમાં સમાવી શકે છે.

SiCl₄ના ઉદાહરણ દ્વારા આપણે જળવિભાજનને સમજી શકીએ છીએ. જળવિભાજનની શરૂઆતમાં Si પોતાની *d*-કક્ષકમાં ઓક્સિજન પરમાણુના અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મને સ્વીકારે છે, અંતમાં નીચે દર્શાવ્યા મુજબ Si(OH)₄ બને છે :



કોષ્ટકો 11.6

[SiF₆]²⁻ જાણીતું છે જ્યારે [SiCl₆]²⁻ જાણીતું નથી. આના સંબંધિત કારણો જણાવો.

ઉકેલ :

તેના મુખ્ય કારણો નીચે મુજબ છે :

- Si⁴⁺ના મર્યાદિત કદને કારણે તેની આસપાસ મોટા કદવાળા 6 ક્લોરાઈડ આયનોને સમાવી શકાતા નથી.
- Si⁴⁺ અને ક્લોરાઈડ આયનના અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ વચ્ચે પારસ્પરિક્રિયા વધુ પ્રબળ હોતી નથી.

11.6 કાર્બનના અગત્યના વલણો અને અનિયમિત વર્તણૂક (Important Trends and Anomalous Behaviour of Carbon)

અન્ય સમૂહોના પ્રથમ તત્ત્વની જેમજ કાર્બન તત્ત્વ પણ તે જ સમૂહના અન્ય તત્ત્વો કરતાં જુદું પડે છે. આમ થવાનું કારણ તેનું નાનું કદ, વધુ વિદ્યુતઋણતા, ઊંચી આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને *d*-કક્ષકોની અપ્રાપ્યતા છે.

કાર્બનમાં માત્ર *s* અને *p* કક્ષકો જ બંધ બનાવવા માટે પ્રાપ્ય હોય છે. તેથી તેની આસપાસ માત્ર ચાર ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મોને સમાવી શકાય છે. આ કારણે જ કાર્બનની મહત્તમ સહસંયોજકતા ચાર હોય છે. જ્યારે અન્ય તત્ત્વો *d*-કક્ષકોની હાજરીના કારણે તેઓની સહસંયોજકતામાં વધારો કરી શકે છે.

કાર્બનમાં પોતાની સાથે અથવા કદમાં નાના અને ઊંચી વિદ્યુતઋણતા ધરાવતા અન્ય પરમાણુઓ સાથે *pπ-pπ* બહુબંધો બનાવવાની અદ્વિતીય ક્ષમતા રહેલી છે. બહુબંધોના કેટલાક ઉદાહરણો : C=C, C≡C, C=O, C=S અને C≡N છે. ભારે તત્ત્વો *pπ-pπ* બંધ બનાવી શકતા નથી. કારણ કે તેઓની પરમાણ્વીય કક્ષકો ખૂબ જ મોટી અને વિસરિત હોવાથી અસરકારક સંમિશ્રણ થતું નથી.

કાર્બન પરમાણુ અન્ય કાર્બન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાઈને લાંબી શૃંખલા અને વલય બનાવવાનું વલણ ધરાવે છે. કાર્બનના આ વલણને કેટેનેશન (Catenation) કહે છે. C-C બંધ અત્યંત મજબૂત હોવાના કારણે આમ થાય છે. સમૂહમાં નીચેની તરફ જતાં પરમાણ્વીય કદ વધે છે અને વિદ્યુતઋણતા ઘટે છે. જેથી કેટેનેશનનું વલણ ઘટતું જાય છે. આ બાબતને બંધ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યથી સ્પષ્ટ રીતે સમજી શકાય છે. કેટેનેશનનો ક્રમ C >> Si > Ge ≈ Sn છે. લેડ કેટેનેશન દર્શાવી શકતું નથી.

બંધ	બંધ એન્ટાલ્પી / kJ mol ⁻¹
C—C	348
Si—Si	297
Ge—Ge	260
Sn—Sn	240

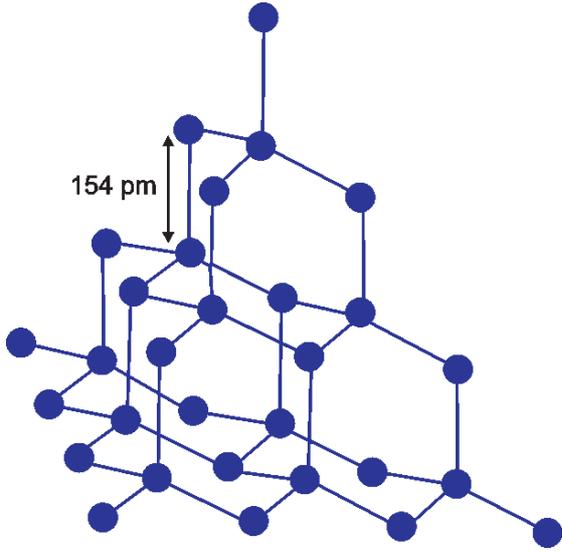
કેટેનેશન ગુણધર્મ અને *pπ-pπ* બંધ નિર્માણના કારણે કાર્બન અપરરૂપો દર્શાવી શકે છે.

11.7 કાર્બનના અપરરૂપો (Allotropes of Carbon)

કાર્બન સ્ફટિકમય અને અસ્ફટિકમય બંને સ્વરૂપે ઘણા અપરરૂપો ધરાવે છે. હીરો અને ગ્રેફાઈટ કાર્બનના વધુ પ્રચલિત સ્ફટિકમય અપરરૂપો છે. 1985માં એચ. ડબલ્યુ ક્રોટો (H. W. Kroto), ઈ. સ્મોલે (E. Smalle) અને આર. એફ. કર્લ (R. F. Curl) વૈજ્ઞાનિકોએ ફુલેરિન તરીકે જાણીતા કાર્બનના ત્રીજા સ્વરૂપની શોધ કરી હતી. આ શોધ માટે તેઓને 1996માં નોબેલ પારિતોષિક એનાયત કરવામાં આવ્યું હતું.

11.7.1 હીરો (Diamond)

હીરો સ્ફટિકમય લેટિસ છે. તેમાં દરેક કાર્બન પરમાણુ *sp³* સંકરણ ધરાવે છે અને અન્ય ચાર કાર્બન પરમાણુઓ સાથે સમચતુષ્ફલકીય આકારે સંકૃત કક્ષકોની મદદથી જોડાયેલો હોય છે. તેમાં C-C બંધલંબાઈ 154 pm હોય છે. આ બંધારણ અવકાશમાં વિસ્તાર પામે છે અને કાર્બન પરમાણુઓની દૃઢ ત્રિપરિમાણીય જાળીદાર રચના બનાવે છે. આ બંધારણમાં (આકૃતિ 11.3) સદિશીય સહસંયોજકબંધ સમગ્ર લેટિસમાં રહેલા હોય છે.



આકૃતિ 11.3 હીરાનું બંધારણ

આ પ્રકારના વિસ્તૃત સહસંયોજકબંધને તોડવા અતિ મુશ્કેલ છે અને તેથી હીરો પૃથ્વી પરનો સૌથી વધુ કઠિન પદાર્થ છે, તેનો ઉપયોગ સાધનોની ધાર કાઢવા માટે અપઘર્ષક (abrasive) તરીકે, બીબાં બનાવવા અને વીજળીના બલ્બમાં ટંગસ્ટનના પાતળા તારના ઉત્પાદનમાં થાય છે.

કોયડો 11.7

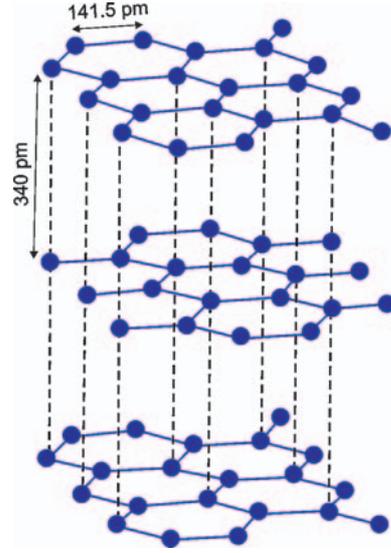
હીરો સહસંયોજક હોવા છતાં તેનું ગલનબિંદુ ઊંચું હોય છે. શા માટે ?

ઉકેલ :

હીરો પ્રબળ C-C બંધ ધરાવતી ત્રિપરિમાણીય જાળીદાર રચના ધરાવે છે. જેને તોડવી અતિ મુશ્કેલ છે. તેથી તેનું ગલનબિંદુ ઊંચું હોય છે.

11.7.2 ગ્રેફાઈટ (Graphite)

ગ્રેફાઈટ સ્તરીય બંધારણ (આકૃતિ 11.4) ધરાવે છે. આ સ્તરો વાનુ ડર વાલ્સ આકર્ષણ બળને કારણે જોડાયેલા હોય છે અને બે સ્તરો વચ્ચેનું અંતર 340 pm હોય છે. દરેક સ્તર કાર્બન પરમાણુઓના સમતલીય પટ્ટકોણીય વલયોથી બનેલું હોય છે. આ સ્તરમાં C-C બંધલંબાઈ 141.5 pm હોય છે. પટ્ટકોણીય વલયમાં દરેક કાર્બન પરમાણુઓ sp^2 સંકરણ ધરાવે છે અને પડોશના ત્રણ કાર્બન પરમાણુઓ સાથે ત્રણ સિગ્મા બંધ બનાવે છે. ચોથો ઇલેક્ટ્રોન π બંધ બનાવે છે. સંપૂર્ણ સ્તર પર આ ઇલેક્ટ્રોન વિસ્થાનીકૃત થાય છે. ઇલેક્ટ્રોન ગતિશીલ હોય છે. તેથી સમગ્ર ગ્રેફાઈટ સ્તરમાં વિદ્યુતપ્રવાહનું વહન કરે છે. ગ્રેફાઈટમાં સ્તરો વચ્ચેના બંધોને સહેલાઈથી તોડી શકાય છે. તેથી



આકૃતિ 11.4 ગ્રેફાઈટનું બંધારણ

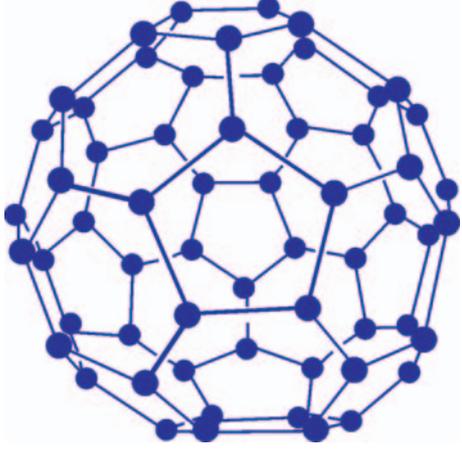
તે અતિ નરમ અને સરકી શકે તેવું (slippery) હોય છે. આ કારણે ઊંચા તાપમાને ચાલતા મશીનોમાં જ્યાં ઓઈલનો ઊંજણ પદાર્થ તરીકે ઉપયોગ થઈ શકતો નથી, ત્યાં ગ્રેફાઈટ શુષ્ક ઊંજણ પદાર્થ તરીકે ઉપયોગી બને છે.

11.7.3 ફુલેરિન સંયોજનો (Fullerenes)

હિલિયમ અથવા આર્ગોન જેવા નિષ્ક્રિય વાયુઓની હાજરીમાં જ્યારે ગ્રેફાઈટને વિદ્યુત ચાપમાં ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે ફુલેરિન સંયોજનો બને છે. બાષ્પ સ્વરૂપના નાના C^n અણુઓને સંઘનિત કરવાથી પ્રાપ્ત થતા મેશવાળા પદાર્થમાં મુખ્યત્વે C_{60} , થોડા પ્રમાણમાં C_{70} તથા અતિ અલ્પપ્રમાણમાં 350 કે તેથી વધુ બેકી સંખ્યામાં કાર્બન ધરાવતા ફુલેરિન સંયોજનો જોવા મળે છે. ફુલેરિન સંયોજનો એક માત્ર કાર્બનનું શુદ્ધ સ્વરૂપ છે. કારણ કે તેઓ 'ગુલતા' બંધ સિવાયનું મૃદુ બંધારણ ધરાવે છે. ફુલેરિન સંયોજનો પિંજર જેવા અણુઓ છે. C_{60} અણુનો આકાર સોકર બોલ (soccer ball) જેવો હોય છે અને તેને બકમિન્સ્ટર ફુલેરિન (Buckminster fullerene) (આકૃતિ 11.5) કહેવામાં આવે છે.

ફુલેરિન છ સભ્યોવાળા વીસ વલયો અને પાંચ સભ્યોવાળા બાર વલયો ધરાવે છે. છ સભ્યવાળું વલય પાંચ કે છ સભ્યવાળા વલય સાથે સંગલિત થાય છે, પરંતુ પાંચ સભ્યવાળું વલય માત્ર છ સભ્યવાળા વલય સાથે સંગલિત થાય છે. બધા જ કાર્બન પરમાણુઓ સમતુલ્ય હોય છે અને તેઓ sp^2 સંકરણ ધરાવે છે. દરેક કાર્બન પરમાણુ અન્ય ત્રણ કાર્બન પરમાણુ સાથે ત્રણ સિગ્મા બંધ બનાવે છે. દરેક કાર્બનનો બાકીનો ઇલેક્ટ્રોન આણ્વીય કક્ષકો પર વિસ્થાનીકૃત પામે છે જે અણુને એરોમેટિક

લાક્ષણિકતા આપે છે. આ બોલ આકારના અણુમાં 60 શિરોબિંદુઓ હોય છે અને તે દરેક સ્થાને એક કાર્બન પરમાણુ રહેલો હોય છે. આ અણુ એકલ અને દ્વિ બંને પ્રકારના બંધ ધરાવે છે. જેમાં C-C અંતર અનુક્રમે 143.5 pm અને 138.3 pm હોય છે. આ ગોળાકાર ફુલેરિનને ટૂંકમાં બકીબોલ (bucky ball) પણ કહે છે.



આકૃતિ 11.5 બકમિન્સ્ટર ફુલેરિન C₆₀નું બંધારણ : અણુનો આકાર સોકર બોલ (ફુટબોલ) જેવો હોય છે.

એક અગત્યનું પરિણામ એ છે કે કાર્બનનું અપરરૂપ ગ્રેફાઈટ ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર મુજબ સૌથી વધુ સ્થાયી છે. તેથી ગ્રેફાઈટની $\Delta_f H^\ominus$ ને શૂન્ય ગણવામાં આવે છે. હીરા તથા ફુલેરિન C₆₀ના $\Delta_f H^\ominus$ નું મૂલ્ય અનુક્રમે 1.90 અને 38.1 kJ mol⁻¹ હોય છે.

કાર્બન તત્ત્વના અન્ય રૂપો જેવા કે કાર્બન બ્લેક, કોક અને કોલસા એ ગ્રેફાઈટ અથવા ફુલેરિનના અશુદ્ધ સ્વરૂપો છે. હવાના મર્યાદિત જથ્થામાં હાઈડ્રોકાર્બનને બાળવાથી કાર્બન બ્લેક મળે છે. હવાની ગેરહાજરીમાં લાકડાં અથવા કોલસાને ગરમ કરવાથી કોલસો તથા કોક મળે છે.

11.7.4 કાર્બનના ઉપયોગો (Uses of Carbon)

પ્લાસ્ટિક પદાર્થમાં ગ્રેફાઈટ રેસાઓને ઉમેરવાથી ઊંચી પ્રબળતાવાળો વજનમાં હલકો સંયુક્ત પદાર્થ (composite) મેળવી શકાય છે. આ સંયુક્ત પદાર્થ ટેનિસ રેકેટ, માછલી પકડવાનો દંડો, વિમાન અને હોડીઓ જેવી વસ્તુઓની બનાવટમાં ઉપયોગી થાય છે. સુવાહક તરીકે ગ્રેફાઈટ બેટરીમાં વિદ્યુતપ્રવ તરીકે તથા ઔદ્યોગિક વિદ્યુતવિભાજનમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે. ગ્રેફાઈટમાંથી બનેલી કુસિબલ મંદ એસિડ અને આલ્કલી પ્રત્યે નિષ્ક્રિય હોય છે. વધુ છિદ્રાળુ હોવાના કારણે સક્રિયકૃત કોલસો ઝેરી વાયુઓના અધિશોષણમાં, પાણીની ગાળણક્રિયામાં કાર્બનિક સંદૂષકોને (contaminators) દૂર કરવા માટે અને વાતાનુકૂલિત પ્રણાલીમાં વાસને નિયંત્રિત કરવા ઉપયોગમાં લેવાય છે. કાર્બન

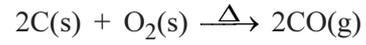
બ્લેક કાળી શાહીમાં કાળા વર્ણક તરીકે તથા સ્વયંસંચાલિત વાહનોના ટાયરમાં ફિલર તરીકે ઉપયોગી છે. કોક બળતણ તરીકે તથા ધાતુકર્મવિધિમાં રિડક્શનકર્તા તરીકે વિશેષ પ્રમાણમાં ઉપયોગી બને છે. હીરો કિંમતી પથ્થર છે અને તેનો ઉપયોગ ઘરેણામાં થાય છે તેનું માપન કેરેટમાં થાય છે (1 કેરેટ = 200 mg).

11.8 કાર્બન અને સિલિકોનના કેટલાક અગત્યના સંયોજનો (Some Important Compounds of Carbon and Silicon)

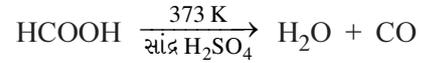
કાર્બનના બે અગત્યના ઓક્સાઈડ - કાર્બન મોનોક્સાઈડ (CO) અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ (CO₂) છે.

11.8.1 કાર્બન મોનોક્સાઈડ (Carbon Monoxide)

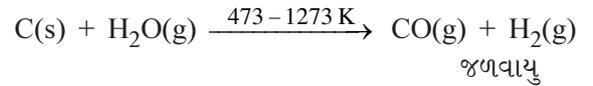
ઓક્સિજન અથવા હવાના મર્યાદિત જથ્થાની હાજરીમાં કાર્બનનું સીધું ઓક્સિડેશન થઈ કાર્બન મોનોક્સાઈડ બને છે.



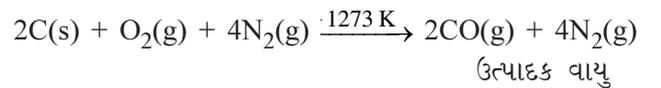
નાના પાયે શુદ્ધ COનું ઉત્પાદન ફોર્મિક એસિડની સાંદ્ર સલ્ફ્યુરિક એસિડ સાથેની 373 K તાપમાને નિર્જલીકરણની પ્રક્રિયાથી કરવામાં આવે છે.



ઔદ્યોગિક સ્તરે કાર્બન મોનોક્સાઈડનું ઉત્પાદન કરવા માટે ગરમ કોક પરથી પાણીની વરાળને પસાર કરવામાં આવે છે. આ રીતે મળતા CO તથા H₂ના મિશ્રણને જળવાયુ અથવા સાંસ્લેષિત વાયુ કહેવામાં આવે છે.



જ્યારે પાણીની વરાળના બદલે હવાનો ઉપયોગ કરવામાં આવે તો CO અને N₂નું મિશ્રણ બને છે. જેને ઉત્પાદક વાયુ (Producer gas) કહેવામાં આવે છે.



જળવાયુ અને ઉત્પાદક વાયુ ખૂબ જ અગત્યના ઔદ્યોગિક ઈંધણ છે. જળવાયુ અને ઉત્પાદક વાયુમાં રહેલા કાર્બન મોનોક્સાઈડનું વધુ દહન થઈ કાર્બન ડાયોક્સાઈડ બને છે અને ઉષ્મા ઉત્પન્ન થાય છે.

કાર્બન મોનોક્સાઈડ રંગવિહીન, વાસવિહીન અને પાણીમાં મહદઅંશે અદ્રાવ્ય વાયુ છે. તે પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. તે આલ્કલી, આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ, એલ્યુમિનિયમ અને બહુ જ થોડી સંક્રાંતિ ધાતુઓ સિવાયની અન્ય ઘણી બધી

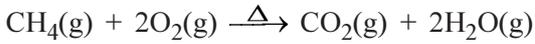
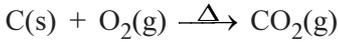
ધાતુઓના ઓક્સાઇડનું રિડક્શન કરે છે. COના આ ગુણધર્મનો ઉપયોગ ઘણી ધાતુઓને તેઓના ઓક્સાઇડ અયસ્કમાંથી નિષ્કર્ષિત કરવામાં થાય છે.



CO અણુમાં કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓની વચ્ચે એક સિગ્મા અને બે π બંધ હોય છે $[\text{C} \equiv \text{O}]$. CO અણુમાં કાર્બન પરમાણુ પર અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ હોવાના કારણે તે દાતા તરીકે વર્તે છે અને જ્યારે કેટલીક ધાતુઓ સાથે ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે પ્રક્રિયા કરી ધાતુ કાર્બોનિલ બનાવે છે. COની વધુ ઝેરી પ્રકૃતિ તેની હિમોગ્લોબિન સાથે સંકીર્ણ બનાવવાની ક્ષમતાના કારણે હોય છે. આ સંકીર્ણ ઓક્સિજન-હિમોગ્લોબીન સંકીર્ણ કરતાં 300 ગણુ વધુ સ્થાયી હોય છે. જે રક્તકણમાં રહેલા હિમોગ્લોબિન દ્વારા શરીરમાં થતાં ઓક્સિજન વહનને રોકે છે, જેનું પરિણામ મૃત્યુ હોય છે.

11.8.2 કાર્બન ડાયોક્સાઇડ (Carbon Dioxide)

કાર્બન ડાયોક્સાઇડ કાર્બનના અને કાર્બન ધરાવતા ઈંધણના વધુ હવાની હાજરીમાં સંપૂર્ણ દહનથી બનાવી શકાય છે.

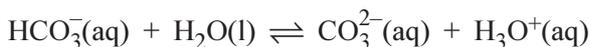
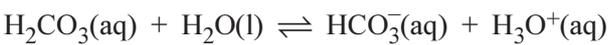


પ્રયોગશાળામાં કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ અને મંદ HClની પ્રક્રિયાથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડ બનાવવો વધુ અનુકૂળ રહે છે.



ઔદ્યોગિક સ્તરે કાર્બન ડાયોક્સાઇડ ચૂનાના પથ્થરને ગરમ કરવાથી બનાવી શકાય છે.

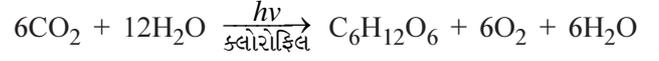
કાર્બન ડાયોક્સાઇડ રંગવિહીન અને વાસવિહીન વાયુ છે. પાણીમાં તેની અલ્પદ્રાવ્યતાને કારણે તે જૈવરાસાયણિક (biochemical) અને ભૂ-રાસાયણિક (geochemical) મહત્વ દર્શાવે છે. પાણી સાથે તે કાર્બોનિક એસિડ (H_2CO_3) બનાવે છે. જે નિર્બળ દ્વિબેઝિક એસિડ છે અને બે તબક્કામાં વિયોજન પામે છે.



$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ બફર પ્રણાલી રુધિરની pHને 7.26થી 7.42ની વચ્ચે નિયંત્રિત રાખવામાં મદદ કરે છે. તેના એસિડિક સ્વભાવના કારણે તે આલ્કલી સાથે જોડાઈને ધાતુ કાર્બોનેટ બનાવે છે.

સામાન્ય રીતે વાતાવરણમાં કાર્બન ડાયોક્સાઇડ ~0.03 % (કદથી) હાજર હોય છે, તેને વાતાવરણમાંથી જે પ્રક્રિયાથી

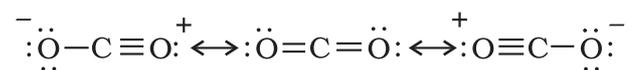
દૂર કરી શકાય છે તેને પ્રકાશસંશ્લેષણ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. આ પ્રક્રિયામાં લીલી વનસ્પતિ વાતાવરણના CO_2 ને ગ્લુકોઝ જેવા કાર્બોહાઇડ્રેટમાં રૂપાંતરિત કરે છે. આ પ્રક્રિયાના એકંદરે રાસાયણિક ફેરફારને નીચે મુજબ દર્શાવી શકાય છે.



આ પ્રક્રિયાથી વનસ્પતિ પોતાનો ખોરાક બનાવે છે. ઉપરાંત પ્રાણીઓ અને મનુષ્ય માટે પણ ખોરાક બનાવે છે. COથી વિપરીત કાર્બન ડાયોક્સાઇડ ઝેરી હોતો નથી, પરંતુ અશ્મિગત ઈંધણનું વધતું જતું દહન તથા સિમેન્ટના ઉત્પાદનમાં ચૂનાના પથ્થરના થતા વિઘટનથી વાતાવરણમાં હાલના સમયમાં CO_2 નું પ્રમાણ વધતું જણાય છે. જે ગ્રીનહાઉસ અસરમાં વધારો કરે છે અને તેથી વાતાવરણના તાપમાનમાં વધારો થાય છે. જેના ગંભીર પરિણામો જોવા મળી શકે છે.

પ્રવાહીકૃત CO_2 નું ઝડપથી વિસ્તરણ કરવાથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડને ઘન સ્વરૂપે સૂકા બરફ તરીકે મેળવી શકાય છે. સૂકો બરફ આઈસ્ક્રીમ અને બરફ આચ્છાદિત ખાદ્ય પદાર્થ (frozen food) માટે પ્રશીતક (refrigerant) તરીકે ઉપયોગી બને છે. નરમ પીણાંને કાર્બોનેટયુક્ત કરવા માટે CO_2 વાયુનો વ્યાપક ઉપયોગ થાય છે. કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વજનમાં ભારે અને દહનની પ્રક્રિયામાં મદદરૂપ ન થતો હોવાથી તેનો ઉપયોગ અગ્નિશામક તરીકે થાય છે. યુરિયાના ઉત્પાદનમાં વધુ પ્રમાણમાં CO_2 નો ઉપયોગ થાય છે.

CO_2 અણુમાં કાર્બન પરમાણુ *sp* સંકરણ ધરાવે છે. કાર્બન પરમાણુની બે *sp* સંકૃત કક્ષકો ઓક્સિજન પરમાણુઓની બે *p*-કક્ષકો સાથે સંમિશ્રણ પામી બે સિગ્મા બંધ બનાવે છે, જ્યારે કાર્બનના અન્ય બે ઈલેક્ટ્રોન ઓક્સિજન પરમાણુ સાથે *p* π -*p* π બંધ બનાવવા ભાગ લે છે. તેથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડ દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા રહિતનો રેખીય આકાર [બંને C-O બંધની લંબાઈ સમાન (115 pm) હોય છે.] ધરાવે છે. તેના સસ્પંદન સૂત્રો નીચે દર્શાવ્યા છે :

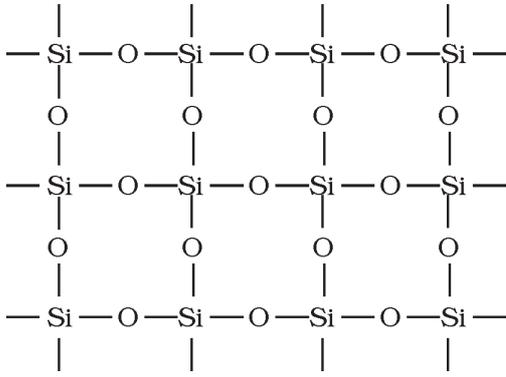


કાર્બન ડાયોક્સાઇડના સસ્પંદન સૂત્રો

11.8.3 સિલિકોન ડાયોક્સાઇડ (Silicon Dioxide)(SiO_2)

લગભગ 95 % જેટલો પૃથ્વીનો પોપડો સિલિકા અને સિલિકેટનો બનેલો છે. સામાન્ય રીતે સિલિકોન ડાયોક્સાઇડ સિલિકા તરીકે ઓળખાય છે. જે અનેક સ્ફટિકમય બંધારણ સ્વરૂપે જોવા મળે છે. સિલિકાના કેટલાક સ્વરૂપો ક્વાર્ટ્ઝ (Quartz), ક્રિસ્ટોબેલાઈટ (Cristobalite) અને ટ્રાઈડાયમાઈટ

(Tridymite) છે અને તેઓ યોગ્ય તાપમાને આંતરપરિવર્તનશીલ હોય છે. સિલિકોન ડાયોક્સાઇડ સહસંયોજક, ત્રિપરિમાણીય જાળીદાર ઘન પદાર્થ છે, જેમાં દરેક સિલિકોન પરમાણુ સમયતુષ્ફલકીય રીતે ચાર ઓક્સિજન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલો હોય છે. દરેક ઓક્સિજન પરમાણુ બે સિલિકોન પરમાણુ સાથે આકૃતિ 11.6માં દર્શાવ્યા મુજબ સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલો હોય છે. દરેક ખૂણો બીજા સમયતુષ્ફલક સાથે જોડાયેલો રહે છે. સંપૂર્ણ સ્ફટિકને વિરાટ અણુ તરીકે ગણી શકાય છે, જેમાં સિલિકોન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓ એકાંતર ક્રમમાં આઠ સભ્યોનું વલય બનાવે છે.



આકૃતિ 11.6 SiO₂નું ત્રિપરિમાણીય બંધારણ

સિલિકા તેના સામાન્ય સ્વરૂપમાં Si-O બંધની ઘણી વધારે એન્ટાલ્પીના કારણે અક્રિયાશીલ હોય છે. તે ઊંચા તાપમાને હેલોજન, ડાયહાઇડ્રોજન અને મોટા ભાગના એલિડ તથા ધાતુઓનો પ્રતિકાર કરે છે. જો કે તે HF અને NaOH સાથે પ્રક્રિયા કરે છે.

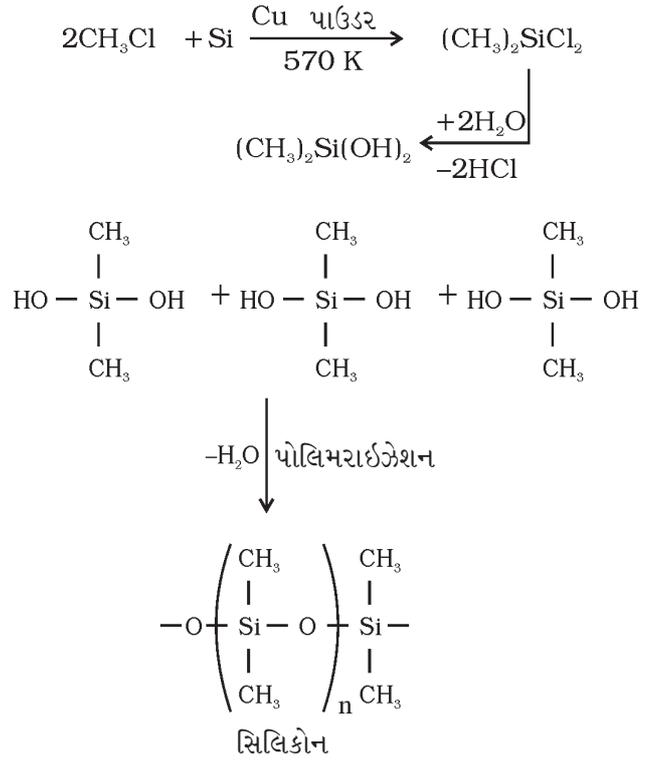


ક્વાર્ટ્ઝનો મુખ્ય ઉપયોગ દાબ-વિદ્યુત (piezoelectric) પદાર્થ તરીકે થાય છે. તેનાથી અતિ ચોકસાઈવાળી ઘડિયાળ, આધુનિક રેડિયો અને ટેલિવિઝન પ્રસારણ તથા ગતિશીલ રેડિયો પ્રત્યાયનનો વિકાસ સંભવ બની શક્યો છે. સિલિકા જેલ સુકવણીકારક (drying agent), ઉદીપક તથા કોમેટોગ્રાફી (વર્ણલેખિકી) પદાર્થોને મદદકર્તા તરીકે ઉપયોગી છે. સિલિકાના અસ્ફટિકમય સ્વરૂપ કિસેલગુરનો (Kieselghur) ઉપયોગ ગાળણ પ્લાન્ટમાં થાય છે.

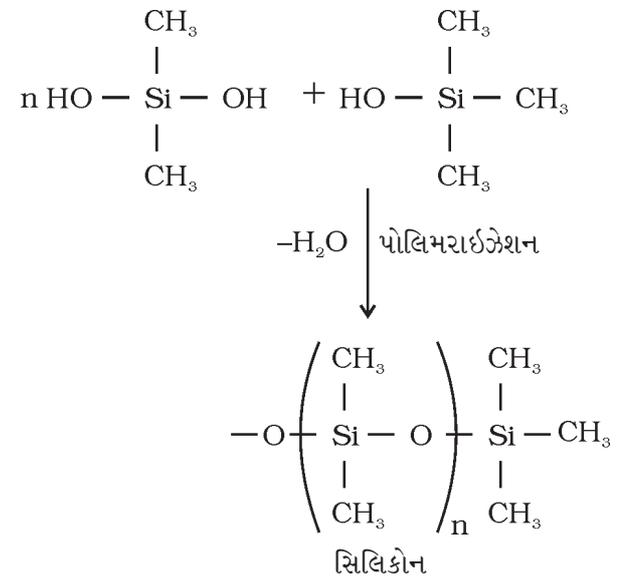
11.8.4 સિલિકોન્સ (Silicones)

તેઓ કાર્બન સિલિકોન પોલીમરનો એક સમૂહ છે, જે (R₂SiO) પુનરાવર્તિત એકમ ધરાવે છે. સિલિકોન્સના ઉત્પાદન માટેનો પ્રારંભિક પદાર્થ આલ્કાઈલ અથવા એરાઈલ વિસ્થાપિત સિલિકોન ક્લોરાઈડ (R_nSiCl_(4-n)) છે. જ્યાં R આલ્કાઈલ અથવા એરાઈલ સમૂહ છે, જ્યારે મિથાઈલ

ક્લોરાઈડ સિલિકોન સાથે 573 K તાપમાને કોપર ઉદીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરે છે ત્યારે જુદા જુદા પ્રકારના મિથાઈલ વિસ્થાપિત ક્લોરાસિલેન (MeSiCl₃, Me₂SiCl₂, Me₃SiCl) તથા થોડા પ્રમાણમાં Me₄Si બને છે. ડાયમિથાઈલ ડાયક્લોરોસિલેનના [(CH₃)₂SiCl₂] જળવિભાજન બાદ સંઘનન પોલિમરાઈઝેશન દ્વારા સરળ શૃંખલાવાળી પોલિમર નીપજ મળે છે.



(CH₃)₃SiClને ઉમેરવાથી નીચે દર્શાવ્યા મુજબ પોલિમરનો છેડો બંધ થતાં પોલિમર શૃંખલાની લંબાઈને નિયંત્રિત કરી શકાય છે.



સિલિકોનની આસપાસ અધ્રુવીય આલ્કાઈલ સમૂહો ગોઠવાયેલા હોવાથી તે જળ અપાકર્ષી પ્રકૃતિ ધરાવે છે. સામાન્ય રીતે તેઓ ઊંચી ઉષ્મીય સ્થાયીતા, ઊંચી પરાવૈદ્યુત પ્રબળતા તથા રસાયણો અને ઓક્સિડેશન પ્રત્યે પ્રતિરોધકતા દર્શાવે છે. તેઓના ઘણા ઉપયોગો છે. તેઓ સિલન્ટ (Sealant), ગ્રીસ, વિદ્યુતરોધક અને કાપડ માટે જલસહકારક (water proofing) તરીકે ઉપયોગી છે. જૈવ સુસંગત તરીકે તેઓ શારીરિક શસ્ત્રક્રિયાના સાધનો તથા સૌંદર્યપ્રસાધનો બનાવવાના પ્લાન્ટમાં પણ ઉપયોગી છે.

કોયડો 11.8

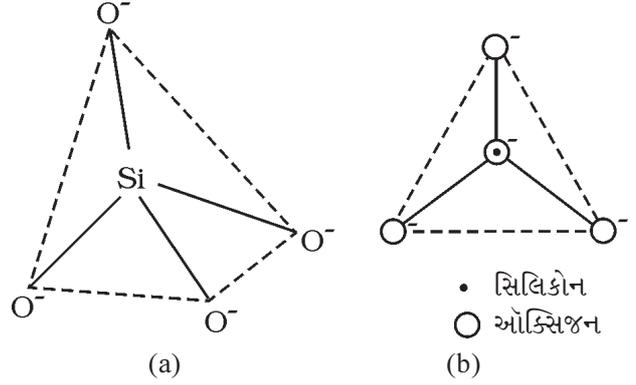
સિલિકોન્સ શું છે ?

ઉકેલ :

સાદા સિલિકોન્સ $\left(\text{Si-O}\right)_n$ શૃંખલા ધરાવે છે, જેમાં આલ્કાઈલ અથવા ફિનાઈલ સમૂહો દરેક સિલિકોનના બાકીના બંધ સ્થાને જોડાયેલા હોય છે. સિલિકોન્સ જળ અપાકર્ષી પ્રકૃતિ ધરાવે છે.

11.8.5 સિલિકેટ સંયોજનો (Silicates)

કુદરતમાં મોટી માત્રામાં સિલિકેટ ખનિજો મળી આવે છે. તે પૈકીના કેટલાક ઉદાહરણો ફેલ્ડસ્પાર, ઝીઓલાઈટ, માઈકા અને એસ્બેસ્ટોસ છે. સિલિકેટનો પાયાનો બંધારણીય એકમ SiO_4^{4-} (આકૃતિ 11.7) છે જેમાં સિલિકોન પરમાણુ ચાર ઓક્સિજન પરમાણુઓ સાથે સમયતુષ્ફલકીય રીતે ગોઠવાયેલો હોય છે. સિલિકેટ સંયોજનોમાં વિભિન્ન એકમ હોય છે અથવા આવા અનેક એકમો, સિલિકેટ એકમદીઠ 1, 2, 3 અથવા 4 ઓક્સિજન પરમાણુઓની ભાગીદારી દ્વારા ખૂણાએથી જોડાયેલા હોય છે. જ્યારે સિલિકેટ એકમો એકબીજા સાથે જોડાય છે ત્યારે તેઓ શૃંખલા, વલય, સ્તર અથવા ત્રિપરિમણીય બંધારણ બનાવે છે. સિલિકેટ બંધારણ પરનો ઋણવીજભાર ધાતુ



આયનના ધનવીજભાર વડે તટસ્થીકરણ પામે છે. જો બધા ચારેય ખૂણાઓ અન્ય સમયતુષ્ફલકીય એકમો સાથે સહભાગીતા કરે તો ત્રિ-પરિમાણીય જાળીદાર રચના બને છે.

કાચ અને સિમેન્ટ બે અગત્યના માનવનિર્મિત સિલિકેટ સંયોજનો છે.

11.8.6 ઝિયોલાઈટ સંયોજનો (Zeolites)

સિલિકોન ડાયોક્સાઈડની ત્રિ-પરિમાણીય જાળીદાર રચનામાં જો થોડા સિલિકોન પરમાણુઓનું વિસ્થાપન એલ્યુમિનિયમ પરમાણુઓ દ્વારા કરવામાં આવે તો મળતાં એકંદરે બંધારણને એલ્યુમિનો સિલિકેટ કહે છે જે ઋણ વીજભાર ધરાવે છે. ધનાયનો જેવા કે Na^+ , K^+ અથવા Ca^{2+} ઋણવીજભારને સમતોલિત કરે છે. આના ઉદાહરણો ફેલ્ડસ્પાર અને ઝિયોલાઈટ સંયોજનો છે. ઝિયોલાઈટ સંયોજનો પેટ્રોરસાયણ ઉદ્યોગોમાં હાઈડ્રોકાર્બનના ભંજન અને સમઘટકીકરણ ઉદ્દીપક તરીકે બહોળા પ્રમાણમાં વપરાય છે. દા.ત., ZSM-5 (ઝિયોલાઈટનો એક પ્રકાર) આલ્કોહોલને સીધું ગેસોલીનમાં રૂપાંતરિત કરવામાં વપરાય છે. જળયુક્ત ઝિયોલાઈટ સંયોજનો કઠિન પાણીને નરમ બનાવવામાં આયન વિનિમયકર્તા તરીકે ઉપયોગી છે.

સારાંશ

આવર્તકોષ્ટકમાં *p*-વિભાગમાં બધા જ પ્રકારના તત્ત્વો-ધાતુઓ, અધાતુઓ અને ઉપધાતુઓ આવેલા હોવાથી તે અદ્વિતીય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં *p*-વિભાગમાં સમૂહ 13 થી 18 એમ કુલ 6 સમૂહો આવેલા છે. તેઓના સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^{1-6} (He સિવાય) છે. તેઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાના અંતર્ભાગના તફાવતની અસર તેઓના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો પર પડે છે. જેના પરિણામે આ તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં મોટો તફાવત જોવા મળે છે. વધુમાં આ તત્ત્વો સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થા ઉપરાંત અન્ય ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓ દર્શાવે છે, જેમાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન કરતા 2 એકમ જેટલો તફાવત રહેલો હોય છે. હલકા તત્ત્વો માટે સમૂહ ઓક્સિડેશન અવસ્થા વધુ સ્થાયી હોય છે. જ્યારે ભારે તત્ત્વો માટે નીચી ઓક્સિડેશન અવસ્થા ક્રમાનુસાર વધુ સ્થાયી થતી જાય છે. કદ અને *d*-કક્ષકની પ્રાપ્યતાની સંયુક્ત અસર આ તત્ત્વોની π -બંધ બનાવવાની ક્ષમતા પર પડે છે. હલકા તત્ત્વો

$p\pi-p\pi$ બંધ બનાવે છે. જ્યારે ભારે તત્ત્વો $d\pi-p\pi$ અથવા $d\pi-d\pi$ બંધ બનાવે છે. દ્વિતીય આવર્તમાં d -કક્ષકોની ગેરહાજરીના કારણે તેઓ મહત્તમ 4 સહસંયોજકતા દર્શાવી શકે છે, જ્યારે ભારે તત્ત્વો આ મર્યાદા વટાવી શકે છે.

સમૂહ 13માં બોરોન વિશિષ્ટ અધાતુ છે જ્યારે અન્ય સભ્યો ધાતુઓ છે. બંધ બનાવવામાં ભાગ લેનાર ચાર કક્ષકોમાં ($2s$, $2p_x$, $2p_y$ અને $2p_z$) માત્ર ત્રણ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની ($2s^2 2p^1$) પ્રાપ્યતાના કારણે બોરોનના સંયોજનો ઇલેક્ટ્રોન ઊણપવાળા હોય છે. આ ઊણપને કારણે તેઓ સારા ઇલેક્ટ્રોન ગ્રાહ બને છે અને તેથી બોરોન સંયોજનો લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે. બોરોન ડાયહાઈડ્રોજન સાથે સહસંયોજક આણ્વીય સંયોજનો-બોરેન બનાવે છે. જેમાં સૌથી સરળ સંયોજન ડાયબોરેન (B_2H_6) છે. ડાયબોરેનમાં બે બોરોન પરમાણુઓ વચ્ચે બે સેતુ હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ આવેલા હોય છે. આ સેતુ બંધોને ત્રણ કેન્દ્ર - બે ઇલેક્ટ્રોન બંધ કહેવામાં આવે છે. બોરોનના ડાયઓક્સિજન સાથેના અગત્યના સંયોજનો બોરિક એસિડ અને બોરેક્સ છે. બોરિક એસિડ $B(OH)_3$ નિર્બળ એક-બેઝિક એસિડ છે, તે હાઈડ્રોક્સિલ આયન પાસેથી ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે. બોરેક્સ સફેદ સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થ છે જેનું સૂત્ર $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$ છે. બોરેક્સ મણકા કસોટી સંક્રાંતિ ધાતુઓનો લાક્ષણિક રંગ આપે છે.

એલ્યુમિનિયમ +3 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે. સમૂહમાં નીચેની તરફ જતાં ભારે તત્ત્વોમાં +1 ઓક્સિડેશન અવસ્થા સ્થાયી થતી જાય છે. આ નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસરના કારણે થાય છે.

કાર્બન એક વિશિષ્ટ અધાતુ છે, જે પોતાના ચાર સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન ($2s^2 2p^2$) દ્વારા ચાર સહસંયોજક બંધ બનાવે છે. તે કેટેનેશનનો ગુણધર્મ દર્શાવે છે. તે માત્ર C-C એકલબંધ નહીં પણ બહુબંધો ($C=C$ અથવા $C \equiv C$) દ્વારા શુંબલા કે વલય બનાવવાની ક્ષમતા ધરાવે છે. કેટેનેશનનું વલણ $C \gg Si > Ge \approx Sn > Pb$ ક્રમ મુજબ ઘટતું જાય છે. કાર્બન અપરરૂપતા દર્શાવવાનું ઉત્તમ ઉદાહરણ પૂરું પાડે છે. કાર્બનના ત્રણ અગત્યના અપરરૂપો હીરો, ગ્રેફાઈટ અને ફુલેરિન છે. કાર્બન પરિવારના સભ્યો મુખ્યત્વે +4 અને +2 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે, સામાન્ય રીતે +4 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવતા સંયોજનો સહસંયોજક પ્રકૃતિ ધરાવે છે. ભારે તત્ત્વોમાં +2 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવવાનું વલણ વધતું જોવા મળે છે. લેડ +2 ઓક્સિડેશન અવસ્થામાં સ્થાયી છે જ્યારે +4 ઓક્સિડેશન અવસ્થામાં તે પ્રબળ ઓક્સિડેશનકર્તા તરીકે વર્તે છે. કાર્બન ઋણ ઓક્સિડેશન અવસ્થા પણ દર્શાવે છે. તે બે અગત્યના ઓક્સાઈડ સંયોજનો CO અને CO_2 બનાવે છે. કાર્બન મોનોક્સાઈડ તટસ્થ છે જ્યારે CO_2 એસિડિક છે. કાર્બન મોનોક્સાઈડ તેમાં કાર્બન પર રહેલા અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મના કારણે ધાતુ કાર્બોનિલ સંયોજનો બનાવે છે. કાર્બન મોનોક્સાઈડ મૃત્યુ નીપજાવી શકે તેટલું ઝેરી છે કારણ કે તેનું હિમોગ્લોબીન સાથેનું સંકીર્ણ ઓક્સિહિમોગ્લોબીન સંકીર્ણ કરતા વધુ સ્થાયી હોય છે. કાર્બન ડાયોક્સાઈડ ઝેરી નથી. જોકે અશ્મિગત ઈંધણના દહનથી તથા ચૂનાના પથ્થરના થતા વિઘટનથી વાતાવરણમાં CO_2 નું પ્રમાણ વધે છે. જે ગ્રીનહાઉસ અસરમાં વધારો કરી ભયજનક સ્થિતિ પેદા કરે છે. તેના પરિણામે વાતાવરણનું તાપમાન વધે છે અને ગંભીર જટિલતાઓ ઉત્પન્ન થાય છે. સિલિકા, સિલિકેટ સંયોજનો અને સિલિકોન સંયોજનો અગત્યના સંયોજનોનો સમૂહ છે. તેઓ ઉદ્યોગો અને ટેકનોલોજીમાં ઉપયોગી થાય છે.

સ્વાધ્યાય

- 11.1 નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોની ઓક્સિડેશન અવસ્થામાં જોવા મળતી ભિન્નતાની ભાતની (pattern) ચર્ચા કરો.
(i) B થી Tl (ii) C થી Pb
- 11.2 $TiCl_3$ ની સરખામણીમાં BCl_3 ની વધુ સ્થાયીતા તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?
- 11.3 બોરોન ટ્રાયફ્લોરાઈડ શા માટે લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે ?
- 11.4 BCl_3 અને CCl_4 સંયોજનોનો વિચાર કરીએ. તેઓ પાણી સાથે કેવી રીતે વર્તશે ? તેનું વાજબીપણું ચર્ચો.
- 11.5 શું બોરિક એસિડ પ્રોટોનીય એસિડ છે ? સમજાવો.
- 11.6 જ્યારે બોરિક એસિડને ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે શું થાય છે ? સમજાવો.
- 11.7 BF_3 અને BH_4^- નો આકાર વર્ણવો. આ સ્પીસિઝમાં બોરોનનું સંકરણ દર્શાવો.
- 11.8 એલ્યુમિનિયમના ઊભયધર્મી સ્વભાવના વાજબીપણા માટે પ્રક્રિયાઓ લખો.

- 11.9 ઈલેક્ટ્રોન ઊણપવાળા સંયોજનો એટલે શું ? BCl_3 અને SiCl_4 ઈલેક્ટ્રોન ઊણપવાળી સ્પીસિઝ છે ? સમજાવો.
- 11.10 CO_3^{2-} અને HCO_3^- ના સ્પંદન બંધારણો લખો.
- 11.11 નીચેની સ્પીસિઝમાં કાર્બનની સંકરણ અવસ્થા શું છે ?
(a) CO_3^{2-} (b) હીરો (c) ગ્રેફાઈટ
- 11.12 હીરા અને ગ્રેફાઈટનાં ગુણધર્મોમાં જોવા મળતી ભિન્નતા તેઓના બંધારણોના આધારે સમજાવો.
- 11.13 નીચે દર્શાવેલા વિધાનો માટે તર્કસંગત દલીલો કરો અને રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ લખો.
 • લેડ (II) ક્લોરાઈડ Cl_2 સાથે પ્રક્રિયા કરી PbCl_4 બનાવે છે.
 • લેડ (IV) ક્લોરાઈડ ગરમી પ્રત્યે વધુ અસ્થાયી છે.
 • લેડ એક આયોડાઈડ PbI_4 નથી બનાવતો.
- 11.14 BF_3 (130 pm) અને BF_4^- (143 pm)માં B-F બંધની લંબાઈ શા માટે અલગ પડે છે ? કારણો જણાવો.
- 11.15 જો B-Cl બંધ દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા ધરાવતો હોય તો BCl_3 અણુ શા માટે દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય શૂન્ય ધરાવે છે ?
- 11.16 એલ્યુમિનિયમ ટ્રાયફ્લોરાઈડ નિર્જળ HFમાં અદ્રાવ્ય હોય છે પણ NaF ઉમેરવાથી તે દ્રાવ્ય થાય છે. મળતા દ્રાવણમાંથી વાયુમય BF_3 ને પસાર કરવાથી એલ્યુમિનિયમ ટ્રાયફ્લોરાઈડ અવક્ષેપિત થાય છે. કારણો આપો.
- 11.17 CO શા માટે ઝેરી છે ? કારણ આપો.
- 11.18 ગ્લોબલ વોર્મિંગ માટે CO_2 નું વધુ પ્રમાણ કેવી રીતે જવાબદાર છે ?
- 11.19 ડાયબોરેન અને બોરિક એસિડના બંધારણો સમજાવો.
- 11.20 શું થશે ? જ્યારે...
 (a) બોરેક્સને સખત ગરમ કરવામાં આવે છે.
 (b) બોરિક એસિડને પાણીમાં ઉમેરવામાં આવે છે.
 (c) એલ્યુમિનિયમમાં મંદ NaOH ઉમેરવામાં આવે છે.
 (d) BF_3 એમોનિયા સાથે પ્રક્રિયા કરે છે.
- 11.21 નીચેની પ્રક્રિયાઓ સમજાવો :
 (a) ઊંચા તાપમાને કોપરની હાજરીમાં સિલિકોનને મિથાઈલ ક્લોરાઈડ સાથે ગરમ કરવામાં આવે છે.
 (b) સિલિકોન ડાયોક્સાઈડની હાઈડ્રોજન ફ્લોરાઈડ સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે.
 (c) COને ZnO સાથે ગરમ કરવામાં આવે છે.
 (d) જળયુક્ત એલ્યુમિનાની જલીય NaOHના દ્રાવણ સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે.
- 11.22 કારણો આપો :
 (i) સાંદ્ર HNO_3 નું પરિવહન એલ્યુમિનિયમના પાત્રમાં કરી શકાય છે.
 (ii) ગટરની બંધ નળીને ખોલવા માટે મંદ NaOH અને એલ્યુમિનિયમના ટુકડાનું મિશ્રણ ઉપયોગમાં લેવાય છે.
 (iii) ગ્રેફાઈટ ઊંજણ તરીકે ઉપયોગી છે.
 (iv) હીરાનો ઉપયોગ અપઘર્ષક તરીકે થાય છે.
 (v) એલ્યુમિનિયમ મિશ્ર ધાતુનો ઉપયોગ વિમાન બનાવવા થાય છે.
 (vi) એલ્યુમિનિયમના વાસણને આખી રાત પાણીમાં રાખવા જોઈએ નહીં.
 (vii) એલ્યુમિનિયમ તારનો ઉપયોગ સંચરણ વાયર બનાવવા થાય છે.
- 11.23 કાર્બનથી સિલિકોન તરફ જતાં આયનીકરણ એન્ટાલ્પીમાં પરિઘટનીય (phenomenal) ઘટાડો શા માટે જોવા મળે છે ? સમજાવો.
- 11.24 તમે Alની સરખામણીમાં Gaની ઓછી પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા કેવી રીતે સમજાવશો ?
- 11.25 અપરરૂપો એટલે શું ? કાર્બનના બે અપરરૂપો - હીરો અને ગ્રેફાઈટના બંધારણ દોરો. આ બે અપરરૂપોના ભૌતિક ગુણધર્મો પર તેઓના બંધારણની શું અસર પડે છે ?

- 11.26 (a) નીચેના ઓક્સાઇડ સંયોજનોને તટસ્થ, એસિડિક, બેઝિક અથવા ઊભયધર્મી તરીકે વર્ગીકૃત કરો :
CO, B₂O₃, SiO₂, CO₂, Al₂O₃, PbO₂, Ti₂O₃
(b) તેઓની પ્રકૃતિ દર્શાવવા માટે યોગ્ય રાસાયણિક સમીકરણો લખો.
- 11.27 કેટલીક પ્રક્રિયાઓમાં થેલિયમ, એલ્યુમિનિયમ સાથે સમાનતા દર્શાવે છે, જ્યારે અન્ય કેટલીક પ્રક્રિયાઓમાં સમૂહ 1ની ધાતુઓ સાથે સમાનતા દર્શાવે છે. આ વિધાનને કેટલાક પુરાવાઓ દ્વારા સમર્થન આપો.
- 11.28 જ્યારે ધાતુ Xની સોડિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે ત્યારે સફેદ અવક્ષેપ (A) મળે છે. જે વધુ NaOHમાં દ્રાવ્ય થઈ દ્રાવ્ય સંકીર્ણ (B) બનાવે છે. સંયોજન (A) મંદ HClમાં દ્રાવ્ય થઈ સંયોજન (C) બનાવે છે. જ્યારે સંયોજન (A)ને સખત ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે (D) મળે છે, જે ધાતુના નિષ્કર્ષણમાં વપરાય છે. X, A, B, C અને Dને ઓળખો. તેઓની ઓળખના સમર્થન માટે યોગ્ય સમીકરણો લખો.
- 11.29 નીચે દર્શાવેલા વિષે તમારી સમજ શું છે ?
(a) નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર (b) અપરરૂપતા અને (c) કેટેનેશન
- 11.30 કોઈ એક ક્ષાર X નીચે જણાવેલા પરિણામો આપે છે :
(i) તેનું જલીય દ્રાવણ લિટમસપત્ર પ્રત્યે બેઝિક છે.
(ii) તેને સખત ગરમ કરતાં ફુલીને કાચ જેવો ઘન પદાર્થ Y બને છે.
(iii) જ્યારે Xના ગરમ દ્રાવણમાં સાંદ્ર H₂SO₄ને ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે કોઈ એસિડ Zના સફેદ સ્ફટિક મળે છે.
ઉપર દર્શાવેલી બધી પ્રક્રિયાઓ માટે સમીકરણો લખો અને X, Y અને Zને ઓળખો.
- 11.31 નીચે દર્શાવેલી પ્રક્રિયાઓ માટે સમતોલિત સમીકરણ લખો :
(i) BF₃ + LiH → (ii) B₂H₆ + H₂O →
(iii) NaH + B₂H₆ → (iv) H₃BO₃ $\xrightarrow{\Delta}$
(v) Al + NaOH → (vi) B₂H₆ + NH₃ →
- 11.32 CO અને CO₂ માટે એક ઔદ્યોગિક બનાવટ માટેની પદ્ધતિ અને એક પ્રયોગશાળામાં બનાવટ માટેની પદ્ધતિ લખો.
- 11.33 બોરેક્સનું જલીય દ્રાવણ હોય છે.
(a) તટસ્થ (b) ઊભયધર્મી (c) બેઝિક (d) એસિડિક
- 11.34 બોરિક એસિડ પોલિમર હોવાનું કારણ...
(a) તેનો એસિડિક સ્વભાવ (b) હાઇડ્રોજન બંધની હાજરી
(c) તેનો એકબેઝિક સ્વભાવ (d) તેની ભૂમિતિ
- 11.35 ડાયબોરેનમાં બોરેનના સંકરણનો પ્રકાર કયો છે ?
(a) sp (b) sp² (c) sp³ (d) dsp²
- 11.36 ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર મુજબ કાર્બનનું કયું સ્વરૂપ સૌથી વધુ સ્થાયી છે ?
(a) હીરો (b) ગ્રેફાઇટ (c) ફુલેરિન (d) કોલસો
- 11.37 સમૂહ 14ના તત્ત્વો –
(a) માત્ર +4 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે.
(b) +2 અને +4 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે.
(c) M²⁻ અને M⁴⁺ આયનો બનાવે છે.
(d) M²⁺ અને M⁴⁺ આયનો બનાવે છે.
- 11.38 જો સિલિકોન્સની બનાવટનો પ્રારંભિક પદાર્થ RSiCl₃ હોય તો બનનાર નીપજનું બંધારણ લખો.