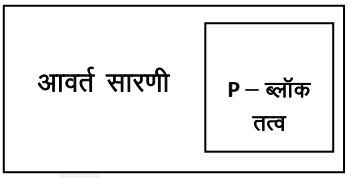
11. P–ब्लॉक तत्व [P – BLOCK ELEMENTS]



❖ P- ब्लॉक का सामान्य परिचय –

- आवर्त सारणी में स्थान : दांयी ओर स्थित
- अन्य प्रचलित नाम : प्रतिनिधि या प्रारूपिक तत्व
- वर्ग में स्थिति : 13 से 18 तक कुल 6 वर्ग
- अंतिम इलेक्ट्रॉन की स्थिति : np उपकोश
- सामान्य या बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $ns^2\ np^{1-6}$ (अपवाद : He $1s^2$)
- प्रकृति : धातु, अधातु तथा उपधातु एवं इनकें ऑक्साइड्स : अम्लीय , क्षारीय तथा उभयधर्मी होते है।
- अक्रिय युग्म प्रभाव : वर्ग 13 से 15 तक के तत्वों में सामान्य ऑक्सीकरण अंक दो इकाई घट जाता है।

↓ आवर्त वर्ग→		13 ($ns^2\ np^1$)		14 ($ns^2\ np^2$)		15 ($ns^2\ np^3$)		16 ($ns^2\ np^4$)		17 ($ns^2\ np^5$)		18 ($ns^2\ np^6$)	
II	8	$_5$B	बैंगन	$_6$C	कहे	$_7$N	ना	$_8$O	ओल्ड	$_9$F	फिर	$_{10}$Ne	नीना
III	18	Al	आलू	Si	सीता	P	पा	S	स्टाइल	Cl	कल	Ar	और
IV	18	Ga	गाजर	Ge	जी	As	स	Se	से	Br	बहार	Kr	करीना
V	32	In	इन	Sn	सुनो	Sb	सब	Te	टी	I	आई	Xe	जेरॉक्स
VI	32	Tl	थैली	Pb	प्रभु	Bi	बकवास	Po	पो	At	आंटी	Rn	रानी
सामान्य नाम						निकोजन्स		चैल्कोजन्स		हैलोजन्स		उत्कृष्ट गैसे	
संयोजी इले0		3		4		5		6		7		8	
सा0 ऑक्सी0 अंक		+3		+4		-3, +3, +5		-2, +4, +6		**-1,+1,+3,+5,+7**		0	

❖ वर्ग 13 (बोरॉन परिवार)

- सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $[NE]ns^2\ np^1$ संयोजी इलेक्ट्रॉन : 3 एवं सामान्य ऑक्सीकरण अंक : +3
- बोरॉन एक प्रारूपिक अधातु एवं दुर्लभ तत्व है।
- प्रकृति में द्रव्यमान एवं धातुओं की बाहुल्यता अनुसार एल्युमिनियम तीसरा सर्वाधिक पाये जाने वाला तत्व है।
- संश्लेषित एवं रेडियोएक्टिव तत्व : निहोनियम $_{113}Nh^{286}$ = $[Rn]\ 5f^{14}6d^{10}7s^27p^1$ [अर्धायु : 20 sec]

तत्व	$_5$B	$_{13}$Al	$_{31}$Ga	$_{49}$In	$_{81}$Tl
स्मरण	बैंगन	आलू	गाजर	इन	थैली
नाम	बॉरोन	एल्युमिनियम	गेलियम	इंडियम	थैलियम
विन्यास	$[He]\ 2s^2\ 2p^1$	$[Ne]\ 2s^2\ 2p^1$	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^1$	$[Kr]\ 4d^{10}5s^25p^1$	$[Xe]\ 4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$
उपलब्धता	बोरिक अम्ल, बोरेक्स,में उपस्थित दो समस्थानिक B-10, B-11(80%)	बॉक्साइट, कायोलाइट में उपस्थित	अल्प मात्रा	अल्प मात्रा	अल्प मात्रा

❖ वर्ग 13 के तत्वों के गुण :

- **परमाणु त्रिज्या [R]** : वर्ग 13 की त्रिज्या < वर्ग 2 (कारण : L → R = zeff↑ R↓)
  वर्ग में उपर से नीचे जाने पर आकार बढता है कारण में नाभिक के चारो और कोश में वृद्वि कारण $R \alpha Z$ Z↑ shell↑
  अपवाद : Ga की त्रिज्या < Al की त्रिज्या , कारण : आंतरिक d^{10} e^- के कारण दुर्बल परिरक्षण प्रभाव से zeff↑ R↓
- **आयनन ऐन्थैल्पी [ΔH_i]** : [B > Al ≤ Ga > In < Tl] : $\Delta_iH_1 < \Delta_iH_2 < \Delta_iH_3$
  वर्ग में उपर से नीचे जाने पर आयनन उर्जा घटती है कारण Z↑ shell↑ R↑ IE↓ [$R \alpha 1/IE$]
  अपवाद : IE of Ga > Al (कारण : Al→Ga 10 d तत्व जूडने से zeff↑ R↓ IE↑)
  IE of Tl > In (कारण : Al→Ga 14 f तत्व जूडने से Z↑ zeff↑ परिरक्षण प्रभाव↓)
  बॉरोन की आयनन उर्जा सर्वाधिक (कारण : अत्यंत छोटा आकार, दुर्बल परिरक्षण)
- **विद्युत ऋणता [EN]** : [B > Al < Ga < In < Tl] वर्ग में उपर से नीचे जाने पर B → Al तक विद्युतऋणता↓ अथवा आंशिक वृद्वि (कारण : आंतरिक क्रोड में कोश की उपस्थिति से आकार में अनियमित परिवर्तन होता है।)

❖ **भौतिक गुण :** बोरॉन अधात्विक प्रकृति, काले रंग का अतिकठोर, क्रिस्टलीय ठोस, बॉरोन का गलनांक उच्चतम (कारण : प्रबल सहसंयोजक बंध व त्रिविम संरचना) गैलियम का गलनांक न्यून होता है अतः गर्मियों में यह द्रव अवस्था में मिलता है।

PREPARED & EDITED BY BR JANGID LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **रासायनिक गुण :**

- **ऑक्सीकरण अवस्था एवं उनका स्थायीत्व** : सामान्य ऑक्सीकरण अंक +3

  ऑक्सीकरण अंकों का स्थायीत्व : Higher Elements = Higher OS = more stable Ex : B & Al +3 > +1

  Lower Elements = Lower OS = more stable Ex : Al & Tl +1 > +3

नोट : अक्रिय युग्म प्रभाव से वर्ग में उपर से नीचे जाने पर उच्च ON का स्थायीत्व घटेगा जबकि निम्न ON का स्थायीत्व बढता है।

- **अक्रिय युग्म प्रभाव** : वर्ग 13 से 15 तक आवर्त V → VI की ओर जाने पर संयोजी कोश में (n-1)d के साथ $f e^-$ की उपस्थिति से परिरक्षण प्रभाव दुर्बल हो जाता है जिससे Zeff में वृद्वि होती है अतः संयोजी कोश में ns के $2e^-$ अक्रियशील होकर संयोजकता/बंधन में भाग नही लेते है जिससे सामान्य ऑक्सी0 अंक दो इकाई घट जाता है, इसे अक्रिय युग्म प्रभाव कहते है। उदाहरण : $(In^{+1} > In^{3+})$ एवं $(TlCl > TlCl_3)$ के स्थायीत्व को स्पष्ट करो।
- **वर्ग 13 के तत्वों की रासायनिक क्रियाशीलता :**
- बॉरोन की प्रवृति सहसंयोजी जबकि अन्य तत्व सहसंयोजी एवं आयनिक प्रकृति के होते है।
- बॉरोन अत्यंत छोटे आकार व उच्च आयनन उर्जा के कारण सहसंयोजी प्रवृति, जबकि एल्यूमिनियम की प्रथम तीन आयनन उर्जा के मान न्यून होने से Al^{3+} आयनिक प्रवृति दर्शाता है। (BCl_3 सहसंयोजक जबकि $AlCl_3$ आयनिक क्यो?)
- त्रिसंयोजी अवस्था में केन्द्रीय परमाणु के अष्टक में 6 इलेक्ट्रॉन होते है जो स्थायीत्व प्राप्त करने के लिए एक इले0 युग्म ग्रहण कर लुईस अम्लीय व्यवहार दर्शाते है जैसे : $BCl_3 + NH_3 \rightarrow [H_3N \rightarrow BCl_3]$ [उपसहसंयोजक यौ0], $2AlCl_3 \rightarrow$ चतुष्फलकीय द्विलक(स्थायी)
- त्रिसंयोजी सहसंयोजी यौगिक जैसे : धात्विक ट्राईक्लोराइड जल अपघटन द्वारा चतुष्फलकीय $[M(OH)_4]^-$ बनाते है।

  $AlCl_3$ का अम्लीय जल अपघटन : $AlCl_3 + 6H_2O \rightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+}$

  नोट : निर्जल $AlCl_3$ की बोतल के चारो ओर श्वेत धूम बन जाते है, क्योंकि निर्जल $AlCl_3$ वायु में उपस्थित नमी द्वारा जलअपघटित होकर HCl गैस विसर्जित करता है यह नमीयुक्त HCl श्वेत धूम के रूप में दिखाई देती है।

  हैलोजनीकरण : वर्ग 13 के तत्व हैलोजन से क्रिया कर ट्राई हैलाइड्स बनाते है।
- ऑक्सीकरण : वर्ग 13 के तत्व ऑक्सीजन से क्रिया कर ट्राई ऑक्साइड बनाते है।

  ऑक्साइडों की प्रकृति : बोरॉन(अम्लीय), ऐलुमिनियम व गैलियम(उभयधर्मी), इंडियम व थैलियम(क्षारकीय)
- अम्ल व क्षार के साथ : धात्विक ऑक्साइड व हाइड्रोजन गैस देते है परन्तु बॉरोन अम्ल व क्षार दोनो से क्रिया नही करता है ।

ऐल्युमिनियम न्यून क्रियाशील होता है क्योंकि सांद्र नाइट्रिक अम्ल इसकी सतह पर अक्रिय ऑक्साइड की परत बनाकर इसे निष्क्रिय कर देता है ऐल्युमिनियम की प्रकृति उभयधर्मी होती है अर्थात यह अम्ल व क्षारों से क्रिया कर लवण बनाता है।

जैसे : $2Al + 6HCl \rightarrow Al^{3+} + 6Cl^- + 3H_2$; $2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na^+ [Al(OH)_4]^- + 3H_2$

❖ **बोरॉन का असंगत/असामान्य व्यवहार** –

- ✓ बोरॉन की प्रकृति अधात्विक, आकार अत्यंत छोटा एवं आयनन उर्जा भी उच्च होती है।
- ✓ बोरॉन में d कक्षकों की अनुपस्थिति अतः अष्टक प्रसार संभव नहीं एवं अधिकतम सहसंयोजकता चार ही होती है

  नोट : बोरॉन हेक्साहैलाइड BF_6^{3-} नही बनाता जबकि एलुमिनियम $[AlF_6]^{3-}$ बनता है।
- ✓ बॉरोन त्रिसंयोजी व सहसंयोजी ट्राईहैलाइड बनाता है जो लुईस अम्लीय व्यवहार दर्शाते है : $BCl_3 + NH_3 \rightarrow [H_3N \rightarrow BCl_3]$
- ✓ बॉरोन इलेक्ट्रॉन न्यून हाइड्राइड्स बनाता है शेष तत्व नहीं
- ✓ बॉरोन के ऑक्साइड व हाइड्रॉक्साइड दुर्बल अम्लीय जबकि एल्युमिनियम के उभयधर्मी व शेष तत्वों के क्षारीय होते है।
- ✓ बॉरोन सांद्र नाइट्रिक अम्ल के साथ बोरिक अम्ल जबकि शेष तत्व अपनी सतह पर निष्क्रिय परत बनाते है।

❖ **<u>बोरेक्स</u>** :–

- अणुसूत्र : $Na_2B_4O_7.10H_2O$ (सामान्य नाम : सुहागा)
- रासायनिक नाम : सोडियम टेट्रा बोरेट या सोडियम पायरोबोरेट (सोडियम बाई बोरेट)
- श्वेत क्रिस्टलीय ठोस, जल में विलेय, प्रकृति क्षारीय, जल में अपघटित : $Na_2B_4O_7 + 7H_2O \rightarrow 4H_3BO_3 + 2NaOH$
- **बोरेक्स मनका परीक्षण** : बोरेक्स को गर्म करने पर जल निष्कासित होने से फुल जाता है पुनः गर्म करने पर पारदर्शी द्रव में परिवर्तित होकर कांच के समान ठोस में बदल जाता है इसे मनका(सो0 मेटा बोरेट) कहते है।

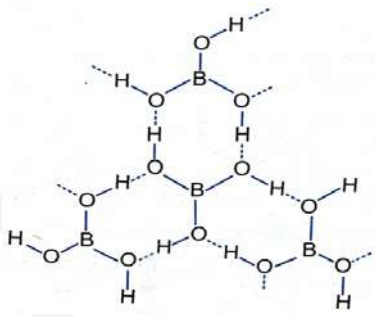
  $$Na_2B_4O_7.10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2B_4O_7 \xrightarrow{\Delta} 2NaBO_2 + B_2O_3$$

  नोट : बोरेक्स को कोबाल्ट ऑक्साइड के साथ गरम किया जाता है तो नीले रंग का मेटाबोरेट(मनका) बनता है।

  उपयोग : बोरेक्स मनका परीक्षण द्वारा संक्रमण तत्व विशिष्ट रंग के मनका बनाते है अतः इनकी पहचान संभव होगी

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **आर्थोबोरिक अम्ल** :–



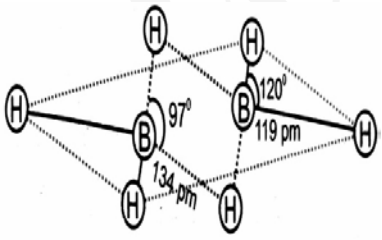
- अणुसूत्र : H_3BO_3
- विरचन : बोरेक्स द्वारा : $Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \rightarrow 2NaCl + 4B(OH)_3$
- श्वेत क्रिस्टलीय, सुईनुमा, साबुन जैसा मुलायम, ठण्डे जल में अल्पविलेय
- बोरिक अम्ल एक दुर्बल क्षारीय अम्ल है। यह प्रोटॉनी अम्ल नहीं है परंतु हाइड्रॉक्सिल आयनों से एक इले0 युग्म ग्रहण करने के कारण लुइस अम्ल की भांति व्यवहार करता है $B(OH)_3 + 2HOH \rightarrow [B(OH)_4]^- + H_3O^+$
- **बोरिक अम्ल का तापीय अपघटन :** H_3BO_3 [ortho boric acid] $\xrightarrow{373K}$ HBO_2[meta boric acid] $\xrightarrow{433K}$ B_2O_3 [boric anhydride]
- उपयोग : पूतिरोधी, नैत्र धावन या सेक, चोटग्रस्त घाव पर , कांच, खाद्य परिरक्षण, पॉटरी की ग्लेजिंग इत्यादि।

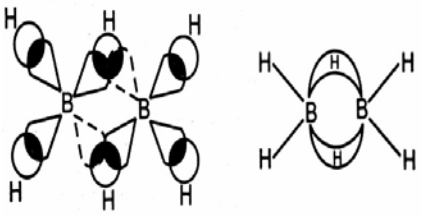
❖ **डाई बोरेन** :

डाई बोरेन बोरॉन हाइड्राइड का द्विलक है जिसका सामान्य सूत्र : B_nH_{n+4} [n = no of Boron]

- **अणुसूत्र** : B_2H_6 ; $[BH_3 - BH_3]$ = Dimer of BH_3
- **विरचन** : प्रायोगिक विधि : $2NaBH_4 + I_2 \rightarrow B_2H_6 + 2NaI + H_2$

  औद्योगिक विधि : $2BF_3 + 6NaH \xrightarrow{450K} B_2H_6 + 6NaF$; $4BF_3 + 3LiAlH_4 \rightarrow 2B_2H_6 + 3LiF + 3AlF_3$
- **गुण** : 1. रंगहीन, विषैली गैस, क्वथनांक 180K , वायु के संपर्क से स्वयं जलने लगती है।
  2. ऑक्सीजन के साथ दहन : $B_2H_6 + 3O_2 \rightarrow B_2O_3 + 3H_2O$ [Δ_cH^0 - 1976KJ/mol^{1-}]
  3. अपचायक प्रवृति : B_2H_6 सरलता से हाइड्रोजन देते है अतः उच्च उर्जा ईंधन में उपयोगी।
  4. जल के साथ : $B_2H_6 + 6H_2O \rightarrow 2B(OH)_3 + 6H_2$
  5. अमोनिया के साथ : $3B_2H_6 + 6NH_3 \rightarrow 3[BH_2(NH_3)_2]^+ [BH_4]^- \xrightarrow{\Delta} 2B_3N_3H_6$ (अकार्बनिक बैंजीन) $+ 12H_2$
- डाईबोरेन से प्राप्त लीथियम तथा सोडियम के टेट्राहाइड्राइडोबोरेट बोरोहाइड्राइड कहलाते है। जो कार्बनिक अभिक्रियाओं में अपचायक के रूप में उपयोगी है। जैसे : $Li/Na + B_2H_6 \rightarrow 2\ Li/Na[BH_4]$; $LiBH_4$ & $NaBH_4$
- **डाई बोरेन की संरचना** :
  - ✓ बोरॉन परमाणु sp^3 संकरित होता है (प्रत्येक बोरॉन पर एक संकरित कक्षक इलेक्ट्रॉन रहित होती है)
  - ✓ डाई बोरेन में चार हाइड्रोजन परमाणु तथा दो बोरॉन परमाणु एक ही तल में पाये जाते है।
  - ✓ दो सेतू बंध हाइड्रोजन जो तल के उपर व नीचे स्थित होती है।
  - ✓ चार B - H बंध : सामान्य द्विकेन्द्रकीय एवं द्विइलेक्ट्रॉनीय होते है।
  - ✓ दो B – H - B सेतू बंध : त्रिकेन्द्रकीय एवं द्विइलेक्ट्रॉनीय होते है। इसे केला बंधन भी कहा जाता है।





❖ **उपयोग** :

बोरॉन : इस्पात की कठोरता, इनेमल, ग्लास, सोल्डरिंग, प्लेक्स, रेडियोधर्मी बोरॉन कैंसर कीमोथेरेपी हेतु, नाभिकीय भट्टी में न्यूट्रॉन अवशोषक(B-10) के रूप में धात्विक बोराइड, बोरॉन कार्बाइड से बुलेटप्रुफ जेकेट, BN से कठोर वस्तुओं पर पॉलिश

एल्युमिनिय : विद्युत सुचालक, चालक तार, ड्यूरएल्यमिन मिश्रधातु से वायुयान निर्माण

गेलियम : उच्चतापी थर्मामीटर एवं गेलियम आर्सेनाइड अर्धचालक में उपयोगी।

इंडियम : विद्युत लेपन जबकि थेलियम का उपयोग : मिश्रधातु , कीटनाशक, चूहों का विष बनाने में उपयोगी।

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ वर्ग : 14 (कार्बन परिवार)

- सामान्य / संयोजी या बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $ns^2\ np^2$
- संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या : 4 सामान्य ऑक्सीकरण अंक : +4
- कार्बन : सर्वाधिक चंचल तत्व, जो हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, क्लोरिन, सल्फर आदि से संयोग करके जीवित उतक, औषधियां,प्लास्टिक तक का निर्माण करता है यह कार्बनिक रसायन का मूल आधार व जीवों का आवश्यक घटक है।
- प्रकृति में कार्बन के तीन समस्थानिक C-12, C-13, (C-14 रेडियोएक्टिव, अर्धायु : 5730 वर्ष, रेडियो कार्बन अंकन में उपयोगी)
- सिलिकन : यह सिलिका, सिलिकेट, कांच तथा सीमेन्ट का मुख्य घटक है।
- जर्मेनियम : अतिसूक्ष्म मात्रा में उपस्थित तथा फ्लेरोवियम Fl_{114}^{289} : $[Rn]\ 5f^{14}6d^{10}7s^27p^2$, संश्लेषित रेडियोएक्टिव तत्व
- टिन : केसिटेराइट तथा लेड : गैलेना अयस्क से प्राप्त होता है।

तत्व	$_6C$	$_{14}Si$	$_{32}Ge$	$_{50}Sn$	$_{82}Pb$
स्मरण	कहे	सीता	जी	सूनो	प्रभू
नाम	कार्बन	सिलिकन	जर्मेनेयिम	स्टेनम	प्लंबम या लेड
इले0 विन्यास	$[He]\ 2s^2\ 2p^2$	$[Ne]2s^22p^2$	$[Ar]\ 3d^{10}4s^24p^2$	$[Kr]\ 4d^{10}5s^25p^2$	$[Xe]\ 4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$
ON		+4	+4	+2 , +4	+2 , +4

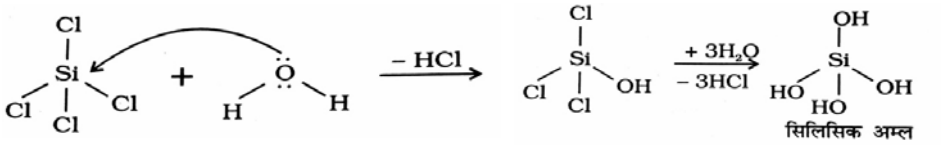
❖ वर्ग 14 के तत्वों के गुणधर्म :

- **परमाणु त्रिज्या** : वर्ग में त्रिज्या : 13 > 14 > 15 (कारण : L → R = Z↑ Zeff↑ R↓)
  वर्ग में उपर से नीचे जाने पर आकार बढता है क्योंकि परमाणु के कोश में वृद्वि कारण R α Z Z↑ shell↑
  अपवाद : C <<< Si < Ge < Sn < Pb की त्रिज्या , कारण : आंतरिक d^{10} e^- के कारण दुर्बल परिरक्षण प्रभाव से zeff↑ R↓
- **आयनन ऐन्थैल्पी** : वर्ग 13 < वर्ग 14 वर्ग में उपर से नीचे जाने पर आयनन उर्जा घटती है कारण Z↑ shell↑ R↑ IE↓
- **विद्युत ऋणात्मकता** : [EN of 14 > EN of 13] वर्ग में उपर से नीचे जाने पर B → Al तक विद्युतऋणता↓ या आंशिक वृद्वि (कारण : आंतरिक क्रोड में कोश की उपस्थिति से आकार में अनियमित परिवर्तन होता है।)

❖ **भौतिक गुण** : ठोस, कार्बन व सिलिकन अधातु, जर्मेनियम उपधातु तथा टिन व लेड मुलायम धातु प्रकृति होती है।

❖ **रासायनिक गुण :**

1. **ऑक्सीकरण अवस्था, स्थायीत्व एवं क्रियाशीलता** :
   - वर्ग 14 में चार संयोजी इलेक्ट्रॉन है जो चार प्रबल सहसंयोजी बंधन वाले यौगिक बनाते है
   - उच्च आयनन उर्जा एवं न्यून ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन लब्धि ऐन्थेल्पी के कारण वर्ग 14 के तत्व प्रायः चतुः संयोजी धनायन व ऋणायन नहीं बनाते है। अतः +4 आ0 अवस्था में यौगिक सहसंयोजी प्रकृति के होते है।
   - जर्मेनियम से लेड तक अक्रिय युग्म प्रभाव के कारण +2 का स्थायीत्व बढता है जबकि +4 का स्थायीत्व घटता है।
   - ऑक्सीकरण अंकों का स्थायीत्व : Higher Elements = Higher OS = more stable Ex : Si & Ge : +4 > +2
     Lower Elements = Lower OS = more stable Ex : Sn & Pb +2 > +4
   - टिन +2 अवस्था में अपचायक जबकि लेड +4 अवस्था में प्रबल ऑक्सीकारक होता है। **लेड** की स्थायी ऑ0अ0 +2
   - नोट : कार्बन की सहसंयोजकता चार से अधिक संभव नही (कारण : संयोजी कोश में रिक्त d - कक्षक अनुपस्थित)
   - CCl_4 का जल अपघटन असंभव जबकि शेष तत्वों का संभव है (कारण : संयोजी कोश में रिक्त d - कक्षक नही)
2. **ऑक्सीजन के साथ :** [$M + O_2 \rightarrow MO$ & MO] प्रकृति : उच्च ऑक्सीकरण वाले धात्विक ऑक्साइड अधिक अम्लीय होते है।
   अम्लीय $CO_2 > SiO_2 > GeO_2 > GeO > SiO$ उभयधर्मी SnO_2 , PbO_2 , SnO , PbO उदासीन CO
3. **जल के साथ :** कार्बन, सिलिकन, जर्मेनियम तथा लेड भी ऑक्साइड की रक्षण परत के कारण जल के साथ कोई क्रिया नहीं करता है। टिन, भाप से क्रिया कर हाइड्रोजन गैस देता है।
4. **हैलोजन के साथ :** [$M + X_2 \rightarrow MX_2$ & MX_4] covelent halides [C, Si, Ge = $MX_4 > MX_2$; Sn, Pb = $MX_2 > MX_4$]
   क्या कारण है कि $SiCl_4$ का जलअपघटन संभव जबकि CCl_4 का नही, $SiCl_4$ के जल अपघटन की क्रिया विधि लिखों।
   केन्द्रीय परमाणु के रिक्त d कक्षकों में जल का ऑक्सीजन परमाणु अपना lp देकर संयोजित हो जाते है।



सिलिसिक अम्ल

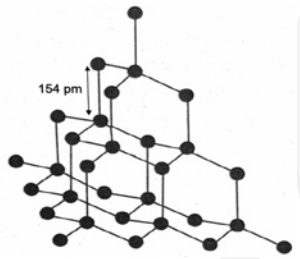
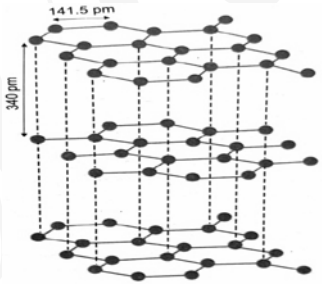
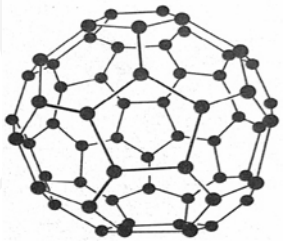
PREPARED & EDITED BY BR JANGID LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **कार्बन का असामान्य व्यवहार :**

- छोटा आकार, उच्च आयनन उर्जा, उच्च विद्युत ऋणात्मकता, सहसंयोजी इले0 4, अधिकतम सहसंयोजकता 4 होती है।
- संयोजी कोश में रिक्त d- कक्षकों की अनुपस्थिति के कारण अष्टक प्रसार संभव नहीं
- कार्बन की स्वयं के साथ तथा अन्य छोटे आकार व उच्च विद्युत ऋणता वाले तत्वों के साथ $P\pi - P\pi$ बहुबंधन की विशिष्ट/अद्वितीय प्रवृति जैसे : C=C , C=O , C=N , C=S ; $P\pi - P\pi$ बंधन के कारण कार्बन में अपररूपता संभव है।
- कार्बन के अतिरिक्त अन्य तत्व $P\pi - P\pi$ बन्ध नही बनाते क्योंकि बडे तथा विसरित परमाणु कक्षक होने से इनमें प्रभावी अतिव्यापन संभव नही होता है।
- कार्बन में अन्य कार्बन के साथ सहसंयोजी बंध से जुडकर श्रृंखलन करने की अद्वितीय प्रवृति पायी जाती है।
- वर्ग 14 में श्रृंखलन की प्रवृति का क्रम : C >> Si > Ge = Sn , Pb में श्रृंखलन गुण नही पाया जाता है।

❖ **अपररूपता :** एक ही तत्व के दो या अधिक रूप जो भौतिक गुणों में भिन्न ,परन्तु रासायनिक गुणों व संघटन में परस्पर समान हो तो इन्हें अपररूप एवं तत्वों का यह गुण अपररूपता कहलाता है।

कार्बन के अपररूप : 1. **क्रिस्टलीय अपररूप** : हीरा, ग्रेफाइट, फुलरीन 2. **अक्रिस्टलीय अपररूप** : कार्बन ब्लेक, कोक, चारकोल

हीरा	ग्रेफाइट	फुलरीन (बकमिस्टर फुलरीन)
▪ कार्बन का अतिशुद्व, क्रिस्टलीय अपररूप ▪ चमकीला पारदर्शी व सर्वाधिक कठोर ▪ संरचना : प्रबल सहसंयोजी बंधों से निर्मित त्रिविम चतुष्फलकीय जालक ▪ कार्बन की संकरित अवस्था : sp^3 ▪ मुक्त इलेक्ट्रॉन अनुपस्थित ▪ विद्युतीय गुण : अचालक ▪ बंध लंबाई : 154pm ▪ उच्च गलनांक : 3843K ▪ उपयोग : पत्थर, कांच की कटाई, धार तेज करने हेतु अपघर्षक, विद्युत प्रकाश लैम्प में टंगस्टन तंतु बनाने में (एक कैरेट हीरा = 200 mg)	▪ कार्बन का क्रिस्टलीय अपररूप है। ▪ धूसर काला चमकीला अपारदर्शी, मुलायम ▪ संरचना : दुर्बल वांडरवाल्स आबंधों से जुडी षट्कोणीय वलय युक्त, परतदार ▪ कार्बन की संकरित अवस्था : sp^2 ▪ मुक्त इलेक्ट्रॉन उपस्थित ▪ विद्युतीय गुण : चालक ▪ कार्बन–कार्बन बंध लंबाई : 141.5pm ▪ उपयोग : शूष्क स्नेहक, इलेक्ट्रॉड ▪ ग्रेफाइड उष्मागतिकी रूप से कार्बन का सर्वाधिक स्थायी अपररूप है अतः इसकी मानक वियोजन एन्थैल्पी शून्य होती है।	▪ अक्रिय गैसों की उपस्थिति में ग्रेफाइट को विद्युत आर्क में गर्म कर प्राप्त करते है। ▪ फुलरीन में कार्बन की संख्या 60 से 70तक ▪ कार्बन का अतिशुद्व क्रिस्टलीय अपररूप है क्योंकि इसमें झूलता बंध नही होता है। ▪ संरचना : पिंजरेनूमा, गोल गुंबद, सॉकर बॉल या बकीबॉल भी कहते है। ▪ C-60 फुलरीन में कुल 32 फलक ▪ 20 फलक षट्कोणीय व 12 पंचकोणीय ▪ कार्बन की संकरित अवस्था : sp^2 ▪ मुक्त/विस्थानीकृत इलेक्ट्रॉन उपस्थित ▪ विद्युत चालकता : चालक ▪ कार्बन–कार्बन बंध लंबाई : 143.5pm
		
हीरा	**ग्रेफाइट**	**फुलरीन (बकीबॉल)**

❖ **ग्रेफाइट कार्बन के उपयोग :**

- उच्च सामर्थ्य वाली हल्की वस्तुएं जैसे : फिसिंग छड, टेनिस रैकेट, वायुयान आदि में उपयोगी।
- ग्रेफाइट विद्युत का उतम प्रचालक होने से बैटरी, विद्युत लेपन में इलेक्ट्रॉड के रूप में उपयोगी।
- सरंध्र सक्रिय चारकोल द्वारा विषैली गैसों का अधिशोषण करना।
- जल शोधन में छनित्र के रूप में कार्बनिक अशुद्वियों दूर करना एवं वातानुकूल में गंध का नियंत्रण करना
- कृष्ण रंजक बनाने में कार्बन ब्लैक, धातुकर्म में अपचायक के रूप में कोक का उपयोग होता है।

.....

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ कार्बन तथा सिलिकन के यौगिक :

❖ कार्बन मोनोऑक्साइड : [C ≡ O] $\sigma = 1$ & $\pi = 2$

विरचन :

- वायु द्वारा : $2C + O_2 \xrightarrow{\text{limit oxygen + heat}} 2CO$
- फॉर्मिक अम्लो के निर्जलन से : $HCOOH \xrightarrow{373K + \text{conc Sulphuric acid}} CO + H_2O$
- कोक द्वारा : $C + H_2O_{(g)} \xrightarrow{473-1273k} CO + H_2$ **[Water gas/Synthesis gas]** ; $2C + O_2 + 4N_2 \xrightarrow{1273k} 2CO + 4N_2$ **[PRODUCER GAS]**

गुण :

- रंगहीन, गंधहीन, जल में अविलेय गैस है।
- प्रबल अपचायक प्रकृति : CO क्षार धातु, मृदाक्षार धातु, एलुमिनियम व कुछ संक्रमण तत्वों के ऑक्साइड को अपचयित कर देती है इस गुण के कारण CO धात्विक ऑक्साइड से धातु निष्कर्षण में सहायक है।

  जैसे : $Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{\Delta} 2Fe + CO_2$; $ZnO + CO \xrightarrow{\Delta} Zn + CO_2$
- धातु कार्बोनिल का निर्माण : $M + CO \rightarrow M(CO)_n$ [कार्बन पर lp की उपस्थिति के कारण इलेक्ट्रॉन दाता व्यवहार]
- निकल धातु के साथ : $Ni + 4CO \xrightarrow{\Delta} [Ni(CO)_4]$
- क्लोरिन के साथ : $Cl_2 + CO \xrightarrow{hv} COCl_2$ कार्बोनिल क्लोराइड(फॉस्जीन) एक विषैली गैस है।
- **विषैला या हानिकारक प्रभाव** : कार्बन मोनो ऑक्साइड रक्त में उपस्थित हीमोग्लोबिन से संयोजित होकर कार्बोक्सी हीमोग्लोबिन संकुल यौगिक बनाती है जो ऑक्सी–हीमोग्लोबिन संकुल से 300 गुना अधिक स्थायी होता है। जिससे हीमोग्लोबिन की ऑक्सीजन परिवहन क्षमता कम हो जाती है। जो व्यक्ति की मृत्यु का कारण हो सकता है।

❖ कार्बन डाई ऑक्साइड :

विरचन :

- वायु के आधिक्य में कार्बन या कार्बनयुक्त ईंधन के पूर्ण दहन से : $C + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2$; $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2 + 2H_2O$
- प्रयोगशाला विधि : $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$; औद्योगिक विधि : $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$

गुण :

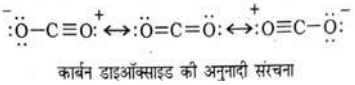
- रंगहीन, गंधहीन तथा जल में अल्पविलेयता CO_2 की जैव रासायनिक व भू–रासायनिक महत्व को दर्शाती है।
- दुर्बल द्विक्षारकीय अम्लीय प्रकृति : $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ [कार्बोनिक अम्ल] ; $H_2CO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+ CO_3^{-2}$
- अम्लीय प्रकृति : $CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
- H_2CO_3 / HCO_3^- का बफर विलयन रक्त की pH 7.2 - 7.4 के मध्य बनाये रखता है।
- वायु में उपस्थित CO_2 (0.03%) प्रकाश संश्लेषण : $6CO_2 + 12H_2O \xrightarrow{hv + \text{chlorophill}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + 6H_2O$
- CO_2 का वायु में आधिक्य, ग्रीन हाउस प्रभाव को उत्पन्न करता है जो वैश्विक उष्मीकरण का मूल कारण है।

उपयोग :

- द्रवित CO_2 अतिशीघ्र प्रसारित होकर ठण्डक उत्पन्न करती है अतः इसे **शुष्क बर्फ** भी कहते है हिमशीत खाद्य के प्रशीतलन
- अग्निशमन, कार्बोनिकृत मृदु पेय पदार्थों निर्माण एवं यूरिया संश्लेषण में उपयोगी।

CO_2 की संरचना : [O=C=O]

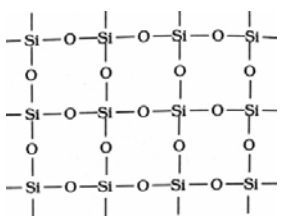
- कार्बन की संकरित अवस्था : sp^2 ज्यामिति : रेखीय, बंध कोण : 180^0
- सिग्मा बंध 2 , पाई बंध 2 , परिणामी द्विध्रुव आघूर्ण : शून्य



कार्बन डाइऑक्साइड की अनुनादी संरचना

❖ सिलिकन डाई ऑक्सॉइड : [SiO_2] सामान्य नाम : सिलिका

- **उपलब्धता :** क्वार्ट्ज , क्रिस्टलोबेलाइट, ट्राईडाईमाइट खनिजों द्वारा।
- **संरचना :** सहसंयोजी बंधन युक्त, त्रिविम चतुष्फलकीय जालनूमा संरचना Si - O की बंध वियोजन ऐन्थैल्पी उच्च होती है अतः यह अति कठोर, अक्रियाशील, गलनांक भी उच्च होता है।

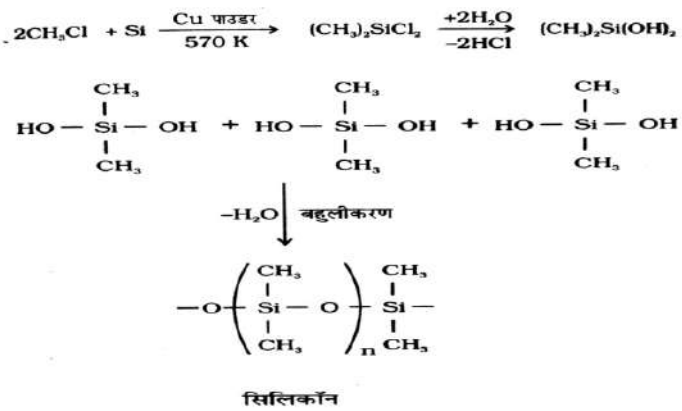


SiO_2 की त्रिविमीय संरचना

- **गुण** : $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{\Delta} Na_2SiO_3 + H_2O$; $SiO_2 + 4HF \xrightarrow{\Delta} SiF_4 + 2H_2O$
- **उपयोग** : क्वार्ट्ज (दाब–विद्युत, घडियां, संचार, दर्पण, लैंसों में) , सिलिका जैल (शूष्कनकर्मक, उत्प्रेक, वर्णलेखिकी)

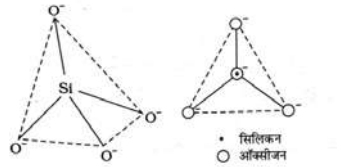
PREPARED & EDITED BY BR JANGID LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **सिलिकॉन :** Si — O — Si बंध युक्त ऑर्गेनों सिलिकन त्रिविमीय बहुलक है।
यह कार्ब सिलिकॉन बहुलक वर्ग है जिसकी पुनरावृत इकाई : R_2SiO_2 ; प्रतिस्थापी सिलिकन क्लोराइड : $R_nSiCl_{(4-n)}$
गुण : जल प्रतिकर्षी प्रकृति, उच्च उष्मीय स्थायीत्व, उच्च परावैद्युता तथा रसायनों एवं ऑक्सीकरण के प्रति प्रतिरोधी आदि।
उपयोग : सीलित ग्रीस, विद्युतरोधी तथा जलसह वस्त्र एवं शल्य क्रिया प्रसाधन के संयंत्र बनाने में उपयोगी।
विरचन : ऐल्किल/ऐरिल क्लोरो सिलेन के जल अपघटन से बने एकलक के बहुलकीकरण से सिलिकॉन प्राप्त होता है।



सिलिकॉन

❖ **सिलिकेट** :
- प्रकृति में सिलिकेट : फेल्डस्पार, जीओलाइट, श्वेत अभ्रक तथा ऐस्बेस्टॉस इत्यादि।
- सिलिकेट की मूल संरचनात्मक इकाई : SiO_4^{4-}
- सिलिकेट ऋणायन की चतुष्फलकीय संरचना होती है।
- मानव निर्मित महत्वपूर्ण सिलिकेट्स : कांच तथा सीमेन्ट
- नोट : सोडियम तथा पौटेशियम के सिलिकेट जल में विलेय होते है इन्हें जल कांच कहा जाता है।



11.7 : (क) SiO_4^{4-} ऋणायन की चतुष्फलक संरचना (ख) SiO_4^{4-} इकाई का निरूपण

❖ **जिओलाइट** : सिलिकन डाई ऑक्साइड के त्रिविम जालक में कुछ सिलिकन परमाणुओं का प्रतिस्थापन यदि एल्युमिनियम परमाणुओं द्वारा हो जाता है तो इस प्रकार निर्मित संरचना, एलुमिनोसिलिकेट कहलाती है।
यह मधुमक्खी के छते की भांति छिद्रित होते हैं, इन्हें जिओलाइट भी कहा जाता है। उदाहरण : फेल्डस्पार, जियोलाइट
जिओलाइट के उदाहरण : पेट्रोरसायन में प्रयुक्त जिओलाइट : [ZSM-5] : ऐल्कोहॉल का गैसोलीन में परिवर्तन
: जलयोजित जिओलाइट : [NaZ] : कठोर जल के मृदुकरण हेतू प्रयुक्त

.....

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690