

# कक्षा 11 रसायन विज्ञान अध्याय 11 नोट्स

## पी-ब्लॉक तत्व

### परिचय:

आवर्त सारणी के समूह 13 से 18 से संबंधित धातु, उपधातु और अधातुएँ p-ब्लॉक तत्वों के अंतर्गत आती हैं। इनका विद्युत विन्यास  $ns^2 np^{1-6}$  है।

पी-ब्लॉक तत्वों की कुछ विशेषताएं इस प्रकार हैं:

- वे आकार में छोटे हैं
- प्रबल विद्युतऋणात्मकता
- डी-ऑर्बिटल्स की कमी
- p-ब्लॉक से संबंधित समूह के प्रथम सदस्य में अपने भीतर  $pp-p\pi$  बहुबंध बनाने की क्षमता होती है।
- समूह संख्या माइनस 10 अधिकतम ऑक्सीकरण है

पी-ब्लॉक तत्वों में अंतिम इलेक्ट्रॉन सबसे बाहरी पी ऑर्बिटल में चला जाता है। पी ऑर्बिटल्स के एक सेट में फिट होने वाले इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या छह है क्योंकि हम जानते हैं कि तीन पी ऑर्बिटल्स हैं। नतीजतन, आवर्त सारणी में पी-ब्लॉक तत्वों के छह समूह हैं, जिनकी संख्या 13 से 18 तक है। समूहों का नेतृत्व बोरॉन, कार्बन, नाइट्रोजन, ऑक्सीजन, फ्लोरीन और हीलियम करते हैं। एक पी-ब्लॉक तत्व की अधिकतम ऑक्सीकरण अवस्था कुल वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की संख्या (यानी, रेत पी-इलेक्ट्रॉनों का योग) के अनुरूप होती है।

### पी-ब्लॉक तत्वों के गुणों में रुझान:

पी-ब्लॉक में अनेक विशेषताओं के संबंध में विभिन्न प्रवृत्तियाँ देखी जाती हैं।

#### (ए) समूह 13 तत्व: बोरॉन परिवार:

समूह 13 में बोरॉन, एक अधातु, एल्यूमीनियम, तथा बोरॉन और गैलियम, इंडियम और थैलियम के साथ रासायनिक समानता दिखाने वाली धातु शामिल हैं, जो कि विशिष्ट धातुएं हैं।

#### 1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $ns^2np^1$

2. **परमाणु त्रिज्या:** आमतौर पर, एक समूह में परमाणु त्रिज्या बढ़ती है और आकार भी बढ़ता है। हालाँकि, गैलियम के लिए, अतिरिक्त 10 डी-इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति बाहरी इलेक्ट्रॉन के लिए एक स्क्रीनिंग प्रभाव देती है, जो उच्च परमाणु आवेश के कारण उन्हें करीब खींचती है। इसलिए गैलियम परमाणु त्रिज्या में एल्यूमीनियम से छोटा है, हालाँकि यह समूह में एल्यूमीनियम के बाद आता है।

बी < गा < अल < इन < टीएलबी < गा < अल < इन < टीएल

**आयनीकरण एन्थैल्पी:** प्रत्येक तत्व की पहली आयनीकरण एन्थैल्पी का योग बहुत अधिक है, तथा समूह 13 में मान लगातार कम नहीं हो रहे हैं। जैसे-जैसे बोरॉन से एल्युमीनियम तक आकार बढ़ता है, गिरावट उचित है। हालाँकि, चूँकि d और f इलेक्ट्रॉन गैलियम में बढ़े हुए परमाणु आवेश को ढाल नहीं सकते, इसलिए Al और Ga के साथ-साथ In और Tl के बीच मानों में असंगति है।

**बी > अल > गा > इन > टीएलबी > अल > गा > इन > टीएल**

**विद्युत-ऋणात्मकता:** चूँकि विभिन्न तत्वों के परमाणु आकार में भिन्नता होती है, इसलिए बोरॉन से एल्युमीनियम तक विद्युत-ऋणात्मकता में कमी तथा समूह में नीचे जाने पर अचानक वृद्धि देखी जाती है।

**बी > टीएल > इन > गा > अल टीएल > इन > गा > अल**

**भौतिक गुण :**

- बोरॉन एक ठोस काला, कठोर गैर-धात्विक तत्व है जो अलोट्रोपिक रूपों में भिन्नता दर्शाता है। क्रिस्टलीय जाली के कारण इसका गलनांक उच्च होता है।
- गैलियम का गलनांक कम (303 K) होता है और इसलिए यह गर्मियों में तरल अवस्था में हो सकता है। हालाँकि, इसका क्वथनांक उच्च (2676 K) होता है जिसका उपयोग उच्च तापमान मापने के लिए किया जा सकता है।
- तत्वों का घनत्व B से Tl तक बढ़ता है

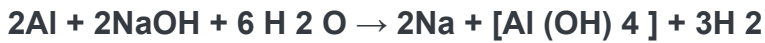
**रासायनिक गुण:**

- बोरॉन के पहले तीन आयनीकरण एन्थैल्पी का योग बहुत अधिक होता है, जिससे +3 आयन बनाना मुश्किल हो जाता है। यह सहसंयोजक यौगिक बनाता है। एल्युमीनियम के लिए, यह योग इतना अधिक नहीं है, जिससे यह Al 3+ विन्यास प्राप्त कर सकता है।
- समूह में नीचे जाने पर, ns इलेक्ट्रॉनों का बंधन कम हो जाता है, और इसलिए p-कक्षक बंधन में प्राथमिक रूप से भाग लेता है।
- Ga, In और Tl ऑक्सीकरण अवस्थाएं +1 और +3 दर्शाते हैं, जिनमें +1 थैलियम में सबसे सामान्य है और +3 अवस्था सबसे अधिक ऑक्सीकरण करने वाली है।
- +1 अवस्था के यौगिक +3 अवस्था की तुलना में अधिक आयनिक होते हैं।
- इलेक्ट्रॉन की कमी वाले अणु लुईस अम्ल के रूप में कार्य करते हैं, जिससे वे स्थिर विन्यास प्राप्त कर लेते हैं। जैसे-जैसे समूह छोटा होता जाता है, लुईस अम्ल के रूप में कार्य करने की प्रवृत्ति कम होती जाती है।
- एक चतुष्फलकीय यौगिक, [M(OH) 4] – जल में हाइड्रोलाइज्ड होने पर ट्राइक्लोराइड के रूप में बनता है।
- **हवा के प्रति प्रतिक्रियाशीलता:** ऑक्सीजन की उपस्थिति में, बोरॉन और एल्युमीनियम हवा में गर्म होने पर B 2 O 3 और Al 2 O 3 बनाते हैं। अपने क्रिस्टलीय रूप में, बोरॉन गैर-प्रतिक्रियाशील होता है और एल्युमीनियम पर ऑक्साइड की एक पतली परत विकसित होती है। जब डाइनाइट्रोजन को उच्च तापमान पर गर्म किया जाता है तो नाइट्राइड का निर्माण देखा जाता है।

**2ई + 3ओ 2 → 2ई 2 ओ 3**

**2ई + एन 2 → 2ईएन**

**अम्लों और क्षारों के प्रति प्रतिक्रियाशीलता:** बोरॉन अम्लों और क्षारों के साथ कोई प्रतिक्रिया नहीं दिखाता है, लेकिन Al खनिज अम्लों और जलीय क्षारों में घुलकर उभयधर्मी गुण दिखाता है। तनु HCl और जलीय क्षार (NaOH) के साथ Al की प्रतिक्रिया नीचे दी गई है :



**हैलोजनों के प्रति प्रतिक्रियाशीलता:** हैलोजनों के साथ प्रतिक्रिया के परिणामस्वरूप ट्राइहैलाइड निर्माण होता है, सिवाय  $\text{ThI}_3$  के



### बोरोन के महत्वपूर्ण रुझान और असामान्य गुण:

समूह 13 के तत्वों का रासायनिक व्यवहार कुछ महत्वपूर्ण प्रवृत्तियों को प्रदर्शित करता है। ट्राई-क्लोराइड, ब्रोमाइड और आयोडाइड, जो प्रकृति में सहसंयोजक होते हैं, पानी में हाइड्रोलाइज्ड हो जाते हैं।

टेट्राहेड्रल [एम(ओएच) 4] – और ऑक्टाहेड्रल [एम(एच 2 ओ) 6] 3+ जैसी प्रजातियाँ, बोरॉन के मामले को छोड़कर, जलीय माध्यम में मौजूद हैं। उनकी इलेक्ट्रॉन की कमी के कारण, मोनोमेरिक ट्राइहैलाइड मजबूत लुईस एसिड हैं। बोरॉन के चारों ओर ऑक्टेट को पूरा करने के लिए, बोरॉन ट्राइफ्लोराइड आसानी से लुईस बेस जैसे  $\text{NH}_3$  के साथ प्रतिक्रिया करता है।



d ऑर्बिटल्स की अनुपस्थिति के कारण ही B की अधिकतम सहसंयोजकता 4 है। चूँकि d ऑर्बिटल्स Al और अन्य तत्वों के साथ उपलब्ध हैं, इसलिए अधिकतम सहसंयोजकता 4 से परे की अपेक्षा की जा सकती है।

### बोरोन (बी):

बोरेक्स, ऑर्थोबोरिक एसिड और डिबोरेन कुछ उपयोगी बोरॉन यौगिक हैं।

### घटना:

निम्नलिखित खनिजों में बोरॉन की उपस्थिति देखी जा सकती है:

एक ऋणायनिक परिसर, **बोरेक्स**  $(\text{Na}^+)_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

**बोरिक एसिड**  $\text{H}_3\text{BO}_3$

**कर्नाईट**  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

**कोलमेनाइट**  $\text{Si}_2\text{B}_6\text{O}_{11} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

### बोरोन का निष्कर्षण:

1. ऑक्सीजन की अनुपस्थिति में  $B_2O_3$  को Mg, Na या K से अपचयित करना



$\Delta$



इससे पीछे काला, अनाकार बोरॉन पाउडर बी बच जाता है।

पोटेशियम फ्लोरोबोरेट ( $KBF_4$ ) को पोटेशियम धातु के साथ गर्म करने पर बोरॉन प्राप्त होता है।



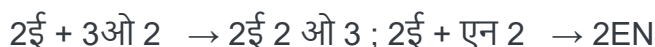
इस प्रक्रिया के बाद तनु HCl से उपचार करने पर शुद्ध B बच जाता है।

1. क्रिस्टलीय बोरॉन का निर्माण या तो 1275 – 1475 K पर गर्म टाइटेनियम धातु फिलामेंट पर  $H_2$  के साथ  $BBr_3$  के अपचयन द्वारा किया जा सकता है या टंगस्टन इलेक्ट्रोड और उच्च तनाव चाप (80kV) का उपयोग करके  $BI_3$  वाष्प के अपघटन द्वारा किया जा सकता है।

**गुण:**

1. बोरॉन क्रिस्टलीय रूपों के साथ-साथ अनाकार रूपों में भी पाया जाता है। क्रिस्टलीय बोरॉन रासायनिक रूप से निष्क्रिय, दिखने में काला और कठोर B 12 समूहों से बना होता है। गलनांक 2300 डिग्री सेल्सियस की सीमा में होता है। अनाकार बोरॉन रासायनिक रूप से सक्रिय और भूरे रंग का होता है।

**हवा के साथ प्रतिक्रिया होने पर,**



**क्षार और अम्ल की क्रिया,**



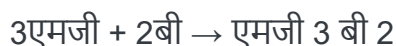
ऑक्सीकरण



ऑक्सीकरण



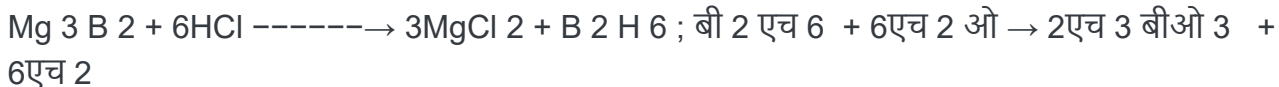
**Mg और Ca के साथ अभिक्रिया :**



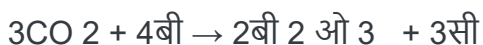


बार-बार जल-अपघटन पर, Mg 3 B 2 डाइबोरेन देता है।

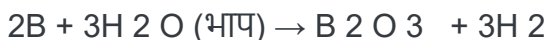
हाइड्रोलिसिस



**अपचायक गुण:**



यह भाप में विघटित होकर हाइड्रोजन गैस मुक्त करता है।



**उपयोग:** बोरॉन न्यूट्रॉन को अवशोषित करता है और इसलिए इसका उपयोग परमाणु प्रतिक्रिया नियंत्रण के लिए रिएक्टर रॉड में किया जाता है। इसका उपयोग उच्च-प्रभाव वाले स्टील के निर्माण में भी किया जाता है।

**बोरोन के यौगिक:**

**बोरोन ट्राइऑक्साइड (B 2 O 3 )**

**तैयारी:**

100 °C

160 °C

लाल गर्मी



**गुण:**

1. B 2 O 3 एक हल्का अम्लीय ऑक्साइड है। यह क्षार के साथ बोरेट बनाता है।



यह जल के साथ धीमी प्रतिक्रिया पर ऑर्थोबोरिक एसिड बनाता है और संक्रमण धातु लवणों के साथ रंगीन यौगिक बनाता है।



## 1. ऑर्थोबोरिक एसिड ( H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> )

बोरोन का एक ऑक्सीअम्ल.

तैयारी :

1. सांद्रित बोरेक्स विलयन को H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> के साथ उपचारित करके ऑर्थोबोरिक अम्ल को अवक्षेपित किया जाता है



1. कोलमेनाइट पाउडर को पानी में निलंबित कर दिया जाता है और अतिरिक्त SO<sub>2</sub> को छान लिया जाता है। छानने के बाद H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> बनता है ।



गुण :

- एक कमजोर मोनोबेसिक एसिड और बोरोन परमाणु पानी के अणुओं से OH<sup>-</sup> को खत्म कर देते हैं और इस प्रकार जलीय घोल में इसका अष्टक पूरा कर देते हैं
- दिखाए गए गुण लुईस एसिड के समान हैं और इसके जलीय घोल में ग्लाइकोल या ग्लिसरॉल मिलाने पर एक मजबूत एसिड के रूप में व्यवहार करते हैं।
- गर्म करने पर सबसे पहले मेटाबोरिक एसिड (HBO<sub>2</sub>) का उत्पादन होता है, उसके बाद बोरोन ट्राइऑक्साइड का उत्पादन होता है।
- भौतिक गुणों में गर्म पानी की तुलना में ठंडे पानी में कम घुलनशीलता और छूने पर तैलीय बनावट शामिल है। यह हाइड्रोजन बॉन्ड के साथ बहुपरत संरचना में BO<sub>3</sub> की समतल कनेक्टिंग इकाइयों को दर्शाता है।

बोरेट रेडिकल के लिए परीक्षण:

इथाइल अल्कोहल के साथ बोरेट का उपचार करने पर हरे रंग की धार वाली ज्वाला उत्पन्न होती है।



उपयोग:

- एथिल बोरेट के जलीय घोल का उपयोग आंखों को साफ करने के लिए किया जाता है।
- एंटीसेप्टिक के रूप में उपयोग किया जाता है।
- कांच, तामचीनी और मिट्टी के बर्तन उद्योग में उपयोग किया जाता है

## 1. बोरेक्स (Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> • 10H<sub>2</sub>O)

तैयारी:

1. कोलमेनाइट,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  के घोल के साथ मिलकर बोरेक्स के सफ़ेद क्रिस्टल को अवक्षेपित होने देता है। इस अभिक्रिया में  $\text{NaBO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  में बदल जाता है।
2. ऑर्थोबोरिक एसिड पर  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  की क्रिया से बोरेक्स उत्पन्न होता है।

### गुण:

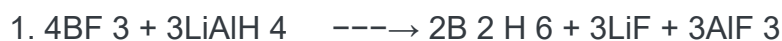
1. सफ़ेद पाउडर ठण्डे पानी की अपेक्षा गर्म पानी में अधिक घुलनशील होता है।
2. बोरेक्स का जलीय घोल क्षारीय होता है, क्योंकि यह कमजोर अम्ल  $\text{H}_3\text{BO}_3$  और मजबूत क्षार  $\text{NaOH}$  को हाइड्रोलाइज कर सकता है
3. बोरेक्स पाउडर गर्म होने पर फैलता है क्योंकि भाप के रूप में पानी निकल जाता है। 740 डिग्री सेल्सियस पर साफ बोरेक्स मोती बनते हैं।
4.  $\text{HCl}$  जैसे अम्लों की क्रिया से बोरिक अम्ल बनता है
5. बोरेक्स गर्म होने पर सबसे पहले अपने जल अणु खो देता है और फैलता है।
6. आगे गर्म करने पर यह पारदर्शी तरल में परिवर्तित हो जाता है जो अंततः कांच जैसे पदार्थ में कठोर हो जाता है जिसे बोरेक्स बीड के नाम से जाना जाता है।
7. बोरेक्स बीड परीक्षण लवणों में धात्विक आयनों (कैटायनों) का पता लगाने के लिए किया जाता है

### 1. डिबोरेन ( $\text{B}_2\text{H}_6$ )

B और H के द्विआधारी यौगिकों को बोरेन कहते हैं। बोरेन की दो प्रकार की श्रृंखलाएँ हैं  $\text{B}_n\text{H}_{n+4}$  और  $\text{B}_n\text{H}_{n+6}$

### तैयारी :

ईथर



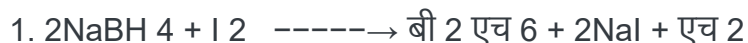
मौन विद्युत निर्वहन



ईथर



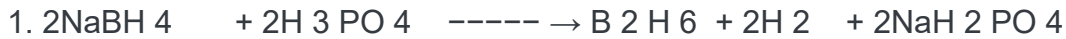
ईथर



450के



ईथर



450के



**गुण :**

- 183K के क्वथनांक वाली एक रंगहीन गैस, डिबोरेन पानी से जल्दी से विघटित हो जाती है और  $\text{H}_3\text{BO}_3$  और  $\text{H}_2$  बनाती है
- वायु के साथ डाइबोरेन की अभिक्रिया एक दहन अभिक्रिया है, जिसमें ऊष्मा निकलती है।
- 375K से ऊपर डाइबोरेन का ताप-अपघटन होता है, जिसके परिणामस्वरूप बोरेन का मिश्रण बनता है।
- डाइबोरेन ईंधन विलायकों में एल्केन और एल्काइन के साथ प्रतिक्रिया करके ऑर्गेनोबोरेन बनाता है। इसे हाइड्रोबोरेशन कहा जाता है।
- डिबोरेन के साथ भी कुछ विखंडन प्रतिक्रियाएं होती हैं।

**अल्युमीनियम**

**निष्कर्षण (हॉल-हेरोल्ट प्रक्रिया):**

बॉक्साइट अयस्क से प्राप्त एल्युमीनियम को बेयर विधि द्वारा शुद्ध किया जाता है। अयस्क के साथ  $\text{Al}_2\text{O}_3$  के संयोजन और संलयन को इलेक्ट्रोलाइटिक कमी के लिए  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  और  $\text{CaF}_2$  के साथ उपचारित किया जाता है। शुद्धिकरण हॉपी विधि द्वारा किया जाता है।

**गुण :**

2.7 ग्राम/सीसी घनत्व और 660 डिग्री सेल्सियस गलनांक वाली एक चांदी जैसी धातु

- शुष्क हवा कोई प्रभाव नहीं दिखाती, गीली हवा  $\text{Al}_2\text{O}_3$  की एक पतली परत बनाती है
- हैलोजन एल्युमीनियम के साथ अभिक्रिया करके निर्जल  $\text{AlX}_3$  बनाते हैं
- सांद्र  $\text{NaOH}$  के साथ अभिक्रिया से  $\text{H}_2$  गैस और सोडियम एलुमिनेट विलयन निकलता है
- $\text{H}_2\text{SO}_4$  और  $\text{HCl}$  दोनों के साथ अभिक्रिया करता है लेकिन  $\text{HNO}_3$  के साथ नहीं
- $\text{N}_2$  गैस को  $\text{Al}$  के ऊपर प्रवाहित करने पर  $\text{AlN}$  बनता है
- अपनी अत्यधिक नकारात्मक रेडॉक्स क्षमता के परिणामस्वरूप, जब एल्युमीनियम जल के साथ क्रिया करता है तो हाइड्रोजन गैस उत्पन्न करता है।
- जब  $\text{Al}$  को  $\text{HgCl}_2$  में मिलाया जाता है तो पारा मुक्त होता है।
- कम क्रियाशील धातु ऑक्साइड को एल्युमीनियम के साथ गर्म किया जाता है, जिससे कम क्रियाशील धातु निकलती है।

**उपयोग :**



एल्यूमीनियम के उपयोग में जंग को रोकने के लिए पाइप, टैंक आदि पर परत चढ़ाना और एल्यूमीनियम केबल आदि का निर्माण शामिल है।

**एल्यूमीनियम के यौगिक:**

**एल्युमिनियम ऑक्साइड (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)**

एल्युमिना प्रकृति में बॉक्साइट और कोरन्डम रूपों में पाया जाता है और आमतौर पर रत्नों में पाया जाता है।

**तैयारी:**

एल्युमिना को Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> या अमोनियम फिटकरी को प्रज्वलित करके प्राप्त किया जाता है।

Δ

अल 2 (एसओ 4) 3 → अल 2 ओ 3 + 3एसओ 3

**गुण :**

एल्युमिना दिखने में उभयधर्मी सफेद पाउडर है तथा यह धनात्मक आवेश वाला सहसंयोजक अणु है।

**उपयोग :**

1. एल्यूमीनियम का निष्कर्षण
2. नकली रत्नों का उत्पादन
3. भट्टी अस्तर निर्माण
4. यह एक दुर्दम्य पदार्थ है

**1. एल्युमिनियम क्लोराइड (AlCl<sub>3</sub> . 6H<sub>2</sub>O)**

श्वेत प्रस्फुटित ठोस जल में घुलनशील होता है तथा इसमें सहसंयोजक बंध होता है।

**तैयारी:**

1. Al को तनु HCl के साथ मिलाने पर AlCl<sub>3</sub> प्राप्त होता है
2. गर्म एल्यूमीनियम पर Cl<sub>2</sub> की क्रिया से निर्जल AlCl<sub>3</sub> प्राप्त होता है
3. एल्युमिना को कोक के साथ गर्म करने तथा उस पर क्लोरीन प्रवाहित करने पर AlCl<sub>3</sub> प्राप्त होता है

**गुण:**

1. हाइड्रेटेड AlCl<sub>3</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> में परिवर्तित हो जाता है
2. हवा के संपर्क में आने पर, HCl के धुएं निकलते हैं
3. निर्जल AlCl<sub>3</sub> NH<sub>3</sub> को अवशोषित करता है क्योंकि यह एक लुईस अम्ल है

4. सोडियम एलुमिनेट अंततः तब बनता है जब NaOH जलीय  $AlCl_3$  के साथ प्रतिक्रिया करता है। इस प्रतिक्रिया का उपयोग एल्यूमीनियम लवण और Mg, Ca, Sr और Ba के लवणों के बीच अंतर निर्धारित करने के लिए किया जाता है।
5.  $NH_4OH$  के साथ अभिक्रिया में  $Al(OH)_3$  का सफ़ेद अवक्षेप प्राप्त होता है। यह अवक्षेप  $Zn(OH)_2$  के साथ अभिक्रिया के विपरीत अघुलनशील है।
6. जल में घुलने पर  $Al(OH)_3$  – दुर्बल क्षार – और HCl – प्रबल अम्ल – प्राप्त होते हैं।

### उपयोग :

फ़िडेल क्राफ्ट की प्रक्रियाओं और पेट्रोलियम क्रैकिंग में प्रयुक्त उत्प्रेरक।

#### 1. फिटकरी [ $M_2SO_4 \cdot M'_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ]

फिटकरी दोहरे लवण हैं जो जल में धातु आयन और सल्फेट आयन उत्पन्न करते हैं।

### तैयारी:

$M_2SO_4$  और  $M'_2(SO_4)_3$  को 1:1 मोलर अनुपात में संयोजित करने और परिणामी पदार्थ को पानी में घोलने से घोल में फिटकरी क्रिस्टलीकृत हो जाती है।

### उपयोग:

फिटकरी एक रंगद्रव्य और रोगाणुनाशक है जिसका उपयोग जल शुद्धिकरण के लिए किया जाता है, तथा कोलाइडल संदूषकों को हटाने के लिए जमावट एजेंट के रूप में भी इसका उपयोग किया जाता है।

### (बी) समूह 14 तत्व: कार्बन परिवार

कार्बन (C), सिलिकॉन (Si), जर्मेनियम (Ge), टिन (Sn) और लेड (Pb) आवर्त सारणी के समूह 14 का हिस्सा हैं। कार्बन के दो स्थिर समस्थानिक हैं -  $^{12}C$  और  $^{13}C$ । कार्बन का एक रेडियोधर्मी समस्थानिक  $^{14}C$  है।

### इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : $ns^2np^2$

**सहसंयोजक त्रिज्या:** सहसंयोजक त्रिज्या में वृद्धि के बाद, पूर्ण रूप से भरे हुए d और f कक्षकों के कारण Si से Pb तक त्रिज्या में मामूली वृद्धि होती है।

1. **आयनन एन्थैल्पी :** वर्ग 14 के तत्वों की आयनन एन्थैल्पी, वर्ग 13 के सदस्यों की तुलना में अधिक होती है, क्योंकि समीपवर्ती d और f कक्षकों के कमजोर परिरक्षण प्रभाव और परमाणु आकार में वृद्धि के कारण Si से Ge और फिर Sn में कमी आती है तथा फिर Sn से Pb में वृद्धि होती है।

**विद्युत ऋणात्मकता:** ये तत्व अपने छोटे आकार के कारण अधिक विद्युत ऋणात्मक होते हैं। Si से Pb तक लगभग समान मान देखे जाते हैं।

**भौतिक गुण:** गलनांक और क्वथनांक मान समूह 13 के तत्वों से अधिक हैं। समूह 14 के सभी सदस्य ठोस हैं, जिनमें कार्बन और सिलिकॉन अधातु हैं, जर्मैनियम एक उपधातु है, और टिन और सीसा नरम धातु हैं।

**रासायनिक गुण:** समूह 14 के तत्वों की सबसे आम ऑक्सीकरण अवस्थाएँ +2 और +4 हैं। उनमें d ऑर्बिटल की उपस्थिति के कारण, वे अपनी सहसंयोजकता को पार कर सकते हैं। वैलेंस शेल इलेक्ट्रॉन ns<sup>2</sup> हैं और इस प्रकार बंधन में संलग्न होने में असमर्थता दिखाते हैं।

- ऑक्सीजन के प्रति प्रतिक्रियाशीलता - यौगिकों के मोनोऑक्साइड और डाइऑक्साइड रूप देखे जाते हैं।
- पानी के प्रति प्रतिक्रियाशीलता - C, Si, या Ge पर कोई प्रभाव नहीं देखा जाता है। टिन पानी के अपघटन के गुण को दर्शाता है जिससे H<sub>2</sub> गैस और O<sub>2</sub> बनता है।
- हैलोजन के प्रति प्रतिक्रियाशीलता - इन तत्वों द्वारा बनाए गए हैलाइड MX<sub>2</sub> और MX<sub>4</sub> प्रकार के हैलाइड हैं। मुख्य रूप से MX<sub>4</sub> और सहसंयोजकता प्रदान करते हैं, लेकिन SnF<sub>4</sub> और PbF<sub>4</sub> आयनिक प्रकृति के होते हैं।

## कार्बन के महत्वपूर्ण रुझान और असामान्य व्यवहार

कार्बन अपने छोटे आकार, उच्च विद्युत ऋणात्मकता, उच्च आयनीकरण एन्थैल्पी और अपने आप के साथ तथा अन्य छोटे परमाणुओं के साथ pπ-pπ बहु बंध बनाने की क्षमता के कारण असामान्य व्यवहार प्रदर्शित करता है। कार्बन परमाणु अपने श्रृंखलन गुण के कारण सहसंयोजक बंधन का उपयोग करके श्रृंखलाएँ और वलय बना सकते हैं।

### कार्बन के अपरूप

1. **हीरा** : ग्रह पर सबसे कठोर पदार्थ, हीरे में एक क्रिस्टलीय जालक होता है जो sp संकरण से गुजरता है और चार अन्य कार्बन से चतुष्फलकीय व्यवस्था में जुड़ा होता है।
2. **ग्रेफाइट** : ग्रेफाइट में प्रत्येक कार्बन परमाणु षट्कोणीय वलय संरचना में होता है, जिसमें वैन डेर वाल्स बल परमाणुओं पर कार्य करता है। इलेक्ट्रॉन कुछ हद तक गतिशील होते हैं, जिससे बिजली का संचालन संभव होता है।
3. **फुलरीन**: हीलियम और आर्गन जैसी अक्रिय गैसों के साथ ग्रेफाइट को गर्म करने से फुलरीन बनते हैं, जो कार्बन के शुद्ध रूप हैं। फुलरीन का एक सामान्य उदाहरण बकमिनस्टरफुलरीन या C<sub>60</sub> है।

### कार्बन के उपयोग:

- टेनिस रैकेट, मछली पकड़ने की छड़ें आदि जैसे संरचनात्मक कार्य ग्रेफाइट फाइबर से बनाए जाते हैं।
- बैटरियों में इलेक्ट्रोड के रूप में भी प्रयुक्त होने वाला ग्रेफाइट एक अच्छा सुचालक है।
- सक्रिय चारकोल का उपयोग हानिकारक गैसों को अवशोषित करने के लिए किया जाता है।

### कार्बन के गुण:

1. कार्बन ऑक्सीजन के साथ प्रतिक्रिया करके कार्बन डाइऑक्साइड बनाता है। कार्बन मोनोऑक्साइड भी बन सकता है।

2. पर्याप्त रूप से गर्म करने पर (अर्थात् सैकड़ों डिग्री तक) कार्बन और जल प्रतिक्रिया करते हैं, जिससे कार्बन मोनोऑक्साइड और हाइड्रोजन उत्पन्न होते हैं, जिन्हें जल गैस भी कहा जाता है।
3. यदि  $\text{HNO}_3$  और  $\text{H}_2\text{SO}_4$  जैसे तनु अम्लों पर कार्बन द्वारा क्रिया की जाती है, तो वे जल और  $\text{NO}_2$  और  $\text{CO}_2$  जैसी अन्य गैसों में अपचयित हो जाते हैं।

### कार्बन के ऑक्साइड:

#### कार्बन डाइऑक्साइड ( $\text{CO}_2$ )

#### तैयारी:

- $\text{CO}_2$  संगमरमर के टुकड़ों पर कमजोर  $\text{HCl}$  की क्रिया से बनता है
- अनबुझा चूना बनाने और किण्वन प्रक्रिया में यह एक उप-उत्पाद के रूप में उत्पन्न होता है।