

# s-ब्लॉक तत्त्व

## s-Block Elements

वर्ग 1 एवं वर्ग 2 के तत्त्व — सामान्य परिचय, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, उपलब्धता, प्रत्येक वर्ग के प्रथम तत्त्व के आद्यगत गुणधर्म, भौतिक गुणधर्म, रासायनिक गुणधर्म, उपयोग (जैसे — आघवन एनोली, परमाणु एवं आयनिक विन्यास), आविरोजन, जल, हाइड्रोजन एवं हैलोजन से रासायनिक अभिक्रियाएँ में प्रकृति, उपयोग।

कुछ महत्वपूर्ण यौगिकों का विवरण और गुणधर्म — सोडियम कार्बोनेट, सोडियम हाइड्रॉक्साइड और सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट, साधारण जल सोडियम एवं पोटेशियम का जैविक महत्व। कैल्शियम ऑक्साइड तथा कैल्शियम कार्बोनेट एवं चूना व चूना पत्थर के औद्योगिक उपयोग। मैग्नीशियम तथा कैडमियम का जैविक महत्व।

### पाठ्य के अन्तर्गत

- 10.1 परिचय
- 10.2 s-ब्लॉक तत्त्व
- 10.3 s-ब्लॉक तत्त्वों के सामान्य लक्षण
- 10.4 वर्ग-1 (वर्ग-I A) तत्त्व : क्षार धातुएँ
- 10.5 क्षार धातुओं के यौगिक
- 10.6 सोडियम तथा पोटेशियम का जैविक महत्व
- 10.7 वर्ग-2 (वर्ग-II A) तत्त्व : क्षारीय मृदा धातुएँ
- 10.8 क्षारीय मृदा धातुओं के यौगिक
- 10.9 कैल्शियम तथा मैग्नीशियम का जैविक महत्व

### 10.1 परिचय (Introduction)

आवर्त-सारणी के दीर्घ रूप अथवा विस्तृत रूप में एक सौ वर्ष से अधिक तत्त्व सम्मिलित हैं, जिनके द्वारा अभी तक ज्ञात सभी तत्त्वों के रासायनिक और भौतिक गुणों के क्रमबद्ध अध्ययन में सहायता मिलती है। इस आवर्त-सारणी को इकाई 3 में पहले ही विवेचित किया जा चुका है। इस आवर्त-सारणी में ज्ञात तत्त्वों को आधुनिक आवर्त-नियम के आधार पर व्यवस्थित किया गया है, जो इस तथ्य पर आधारित है कि तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुण, इन तत्त्वों के परमाणु क्रमांकों के आवर्त फलन (periodic functions) होते हैं। इस प्रकार आवर्त-सारणी में सभी ज्ञात तत्त्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के अनुसार व्यवस्थित किया गया है। इकाई 3 में हम आवर्त-सारणी के महत्वपूर्ण गुणों को पहले ही पढ़ चुके हैं। आवर्त-सारणी का दीर्घ रूप तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से सीधे सम्बन्धित है। वास्तव में किसी तत्त्व की आवर्त-सारणी में स्थिति उसके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को इंगित करती है। इसी कारण प्रस्तुत आवर्त-सारणी में तत्त्व आवर्तता (periodicity) प्रदर्शित करते हैं अर्थात् समान गुणों वाले तत्त्वों की एक निश्चित अन्तराल पर पुनरावृत्ति होती है। इस प्रकार किसी भी वर्ग (group) के तत्त्वों के रासायनिक गुण समान होते हैं तथा किसी भी वर्ग में नीचे जाने पर इन तत्त्वों के भौतिक गुण भी क्रमिक रूप से परिवर्तित होते हैं। किसी भी आवर्त (period) में बाएँ से दायें जाने पर तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणों के क्रमिक परिवर्तन को देखा जा सकता है।

इकाई 3 में हम पहले ही पढ़ चुके हैं कि आवर्त-सारणी में उपस्थित तत्त्वों को निम्न चार ब्लॉकों में बाँटा जा सकता है—

1. **s-ब्लॉक तत्त्व (s-Block Elements)**— वर्ग-1 तथा वर्ग-2 (आवर्त-सारणी का s-ब्लॉक) के तत्त्वों को s-ब्लॉक तत्त्व कहा जाता है। इन तत्त्वों में अन्तिम इलेक्ट्रॉन संयोजी कोश (valence shell) के s-उपकोश (s-subshell) में प्रवेश करता है। इस ब्लॉक के तत्त्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^1$  तथा  $ns^2$  प्रकार का होता है।

### s-ब्लॉक तत्व

2. **p-ब्लॉक तत्व (p-Block Elements)**— वर्ग 13, 14, 15, 16, 17 तथा 18 (आवर्त-सारणी का p-ब्लॉक) के तत्व p-ब्लॉक तत्व कहलाते हैं। इन तत्वों में अन्तिम इलेक्ट्रॉन संयोजी कोश के p-उपकोश में प्रवेश करता है। इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^2 np^{1-6}$  प्रकार का होता है।

3. **d-ब्लॉक तत्व (d-Block Elements)**— वे तत्व, जिनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम प्रथम अन्तःकक्ष (penultimate shell) के d-उपकोश में प्रवेश करता है, d-ब्लॉक तत्व कहलाते हैं। आवर्त-सारणी में वर्ग 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 तथा 12 के तत्वों को d-ब्लॉक में स्थान दिया गया है तथा इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$  प्रकार का होता है।

4. **f-ब्लॉक तत्व (f-Block Elements)**— वे तत्व, जिनका अन्तिम इलेक्ट्रॉन बाह्यतम द्वितीय अन्तःकक्ष (antepenultimate shell) अर्थात्  $(n-2)f$ -उपकोश में प्रवेश करता है, f-ब्लॉक तत्व कहलाते हैं। इस ब्लॉक के तत्व लैन्थेनॉयड्स व एक्टिनॉयड्स श्रेणियों का निर्माण करते हैं। इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $(n-2)f^{1-14} (n-1)ns^{0-1}$  प्रकार का होता है।

s-ब्लॉक तत्वों का अध्ययन अत्यन्त महत्वपूर्ण है क्योंकि इन तत्वों का महत्व हमारे दैनिक जीवन तथा उद्योगों में है। कई प्रकार के रसायन, जैसे- NaOH, KOH, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub> आदि तथा सीमेंट, पोटाश, उर्वरक आदि इन तत्वों के द्वारा ही बनाए जाते हैं। हमारे दैनिक जीवन व उद्योग-धन्यों में इनके कई उपयोग होते हैं। आगे आने वाले भागों में हम इन तत्वों के रसायन का अध्ययन करेंगे।

## 10.2 s-ब्लॉक तत्व (s-Block Elements)

आवर्त-सारणी के वर्ग-1 तथा वर्ग-2 के तत्व s-ब्लॉक तत्व कहलाते हैं। वर्ग-1 के तत्वों को क्षारीय धातुएँ (alkali metals) तथा वर्ग-2 के तत्वों को क्षारीय मृदा धातुएँ (Alkaline earth metals) कहा जाता है। आवर्त-सारणी में इनकी स्थिति को चित्र 10.1 में दिखाया गया है।

Group											
1	2										
H <sub>1</sub>											
Li <sub>3</sub>	Be <sub>4</sub>										
Na <sub>11</sub>	Mg <sub>12</sub>										
K <sub>19</sub>	Ca <sub>20</sub>										
Rb <sub>37</sub>	Sr <sub>38</sub>										
Cs <sub>55</sub>	Ba <sub>56</sub>										
Fr <sub>87</sub>	Ra <sub>88</sub>										

चित्र 10.1 आवर्त-सारणी में s-ब्लॉक तत्व।

## 10.3 s-ब्लॉक तत्वों के सामान्य लक्षण (General Characteristics of s-Block Elements)

s-ब्लॉक तत्वों के कुछ महत्वपूर्ण लक्षण निम्नलिखित हैं—

1. **प्रकृति में प्राप्ति (Occurrence in Nature)**— s-ब्लॉक तत्व प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते हैं। ये सदैव संयुक्तावस्था (combined state) में प्रायः कार्बोनेट्स (carbonates), सल्फेट्स (sulphates), सिलिकेट्स (silicates), फॉस्फेट्स (phosphates) आदि रूपों में पाये जाते हैं। ये तत्व अत्यन्त क्रियाशील होने के कारण प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते हैं।

2. **प्राकृतिक प्रचुरता (Abundance in Nature)**— वर्ग-1 अर्थात् क्षारीय धातुओं में भूपर्पटी में पाये जाने वाले तत्वों में सोडियम तथा पोटेशियम का स्थान क्रमशः सातवाँ तथा आठवाँ है। फ्रान्सीयम एक रेडियोएक्टिव तत्व है तथा यह अत्यन्त दुर्लभ है। अन्य तत्व भूपर्पटी में पाये जाते हैं किन्तु इनकी उपलब्धता कम है।

वर्ग-2 के तत्वों में बेरिलियम अधिक नहीं मिलता है किन्तु मैग्नीशियम तथा कैल्सियम प्रायः प्रचुरता में पाये जाते हैं। स्ट्रॉन्शियम तथा बेरियम अपेक्षाकृत कम मिलते हैं। इस वर्ग का अन्तिम तत्व अर्थात् रेडियम एक रेडियोएक्टिव तत्व है तथा यह अत्यन्त ही दुर्लभ है।

3. **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration)**— इन तत्वों की संयोजी कोश में केवल एक ही ऑर्बिटल (orbital) अर्थात्  $ns$ -orbital ही होती है तथा विभेदी (differentiating) इलेक्ट्रॉन इसी ऑर्बिटल में प्रवेश करता है। अतः इन तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^{1-2}$  प्रकार का होता है। इन तत्वों की समस्त आन्तरिक कक्षाएँ पूर्ण रूप से भरी होती हैं।

4. संयोजी इलेक्ट्रॉन्स (Valence Electrons) — किसी परमाणु के बाह्यतम कक्ष में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों को संयोजी इलेक्ट्रॉन्स (valence electrons) कहते हैं। s-ब्लॉक तत्वों में 1 अथवा 2 संयोजी इलेक्ट्रॉन होते हैं।

5. ऑक्सीकरण अवस्था (Oxidation State) — s-ब्लॉक तत्व अपने यौगिकों में परिवर्तनीय ऑक्सीकरण अवस्थाएँ प्रदर्शित नहीं करते हैं। अपने सभी यौगिकों में वर्ग-1 के तत्व सदैव +1 तथा वर्ग-2 के तत्व +2 ऑक्सीकरण अवस्था में मिलते हैं।

6. यौगिकों की प्रकृति (Nature of Compounds) — s-ब्लॉक तत्वों के यौगिकों की प्रकृति मुख्यतः आयनिक (ionic) होती है।

7. वर्ग के प्रथम तत्व का अपसामान्य व्यवहार (Anomalous Behaviour of the First Element of a Group) — किसी वर्ग के प्रथम तत्व का व्यवहार उस वर्ग के अन्य तत्वों से भिन्न होता है। प्रथम तत्व का यह अपसामान्य व्यवहार निम्नलिखित तीन कारणों से होता है—

(i) लघु आकार (Small Size) — किसी भी वर्ग के प्रथम तत्व के परमाणु अथवा उसके आयन का आकार उस वर्ग के अन्य तत्वों के परमाणुओं अथवा आयनों से छोटा होता है।

(ii) उच्च विद्युतऋणात्मकता (High Electronegativity) — किसी भी वर्ग का प्रथम तत्व सर्वाधिक विद्युतऋणात्मक होता है। अर्थात् उसकी विद्युतऋणात्मकता का मान समूह के अन्य तत्वों की तुलना में अधिक होता है।

(iii) d-ऑर्बिटलों की अन-उपलब्धता (Non-Availability of d-Orbitals) — प्रत्येक वर्ग का प्रथम तत्व द्वितीय आवर्त में स्थित होता है। अतः इसमें d-ऑर्बिटल नहीं होते हैं। वर्ग के अन्य उच्च तत्व उच्च आवर्तों में स्थित होते हैं और उनमें d-ऑर्बिटल की उपस्थिति के कारण वे बन्ध निर्माण के लिए इन d-ऑर्बिटलों का प्रयोग कर सकते हैं।

8. विकर्ण सम्बन्ध (Diagonal Relationship) — वर्ग का प्रथम तत्व (द्वितीय आवर्त का) अपने दाहिने स्थित पड़ोसी वर्ग के द्वितीय तत्व के साथ प्रायः समानताएँ प्रदर्शित करता है। इस प्रकार की समानता को विकर्ण सम्बन्ध या विकर्ण समानता कहते हैं। उदाहरणार्थ लीथियम मैग्नीशियम के साथ तथा बेरिलियम एल्युमीनियम के साथ समानताएँ रखता है, जैसा कि निम्न से स्पष्ट है—

	वर्ग-1	वर्ग-2	वर्ग-13
द्वितीय आवर्त	Li	Be	B
तृतीय आवर्त	Na	Mg	Al

उपर्युक्त विकर्ण सम्बन्ध रखने वाले युग्मों में लीथियम तथा मैग्नीशियम का विकर्ण सम्बन्ध विशेष रूप से चर्चित करने वाला है। ऐसा इसलिए होता है कि इन तत्वों के आयनिक आकार लगभग समान होते हैं (आयनिक आकार :  $\text{Li}^+ = 76 \text{ pm}$ ,  $\text{Mg}^{2+} = 72 \text{ pm}$ )। सामान्यतः विकर्ण सम्बन्ध के निम्नलिखित कारण होते हैं—

- आयनों के आकार में समानता
- विद्युतऋणात्मकता मानों में समानता तथा
- ध्रुवण-क्षमता (polarising power) में समानता।

आगामी विवरण में हम वर्ग-1 तथा वर्ग-2 के तत्वों के लक्षणों का पृथक् रूप से अध्ययन करेंगे।

## 10.4 वर्ग-1 (वर्ग-1A) तत्व : क्षार धातुएँ [Group 1 (Group 1A) Elements : Alkali Metals]

आवर्त-सारणी के वर्ग-1 अथवा वर्ग-1A में छः तत्व (हाइड्रोजन के अतिरिक्त) रखे गए हैं। ये तत्व लीथियम (Li), सोडियम (Na), पोटैशियम (K), रूबीडियम (Rb), सीजियम तथा फ्रान्सीयम (Fr) हैं। वर्ग-1 के तत्वों को सामूहिक रूप से क्षार धातुओं के नाम से जाना जाता है। इस वर्ग का अन्तिम तत्व अर्थात् फ्रान्सीयम एक रेडियोएक्टिव तत्व है।

### [A] प्रकृति में प्राप्ति (Occurrence in Nature)

अत्यधिक क्रियाशीलता के कारण इस वर्ग के तत्व प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते हैं। ये सदैव संयुक्तावस्था में मिलते हैं, प्रायः ये ऑक्साइड्स (oxides), हैलाइड्स (halides), सिलिकेट्स (silicates), कार्बोनेट्स (carbonates), नाइट्रेट्स (nitrates), बोरेट्स (borates) इत्यादि रूपों में मिलते हैं।

प्रकृति में उपलब्धता के क्रम में लीथियम 35वें स्थान पर है तथा यह मुख्यतः सिलिकेट्स; जैसे- Spodumene  $[\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2]$ , Lepidolite  $(\text{Li, Na, K})_2 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{F, OH})_2$  आदि रूपों में मिलता है। प्रकृति में सबसे अधिक पाये जाने वाले तत्वों में सोडियम (Na) तथा पोटैशियम (K) का स्थान क्रमशः 7वाँ तथा 8वाँ है। ये समुद्री जल में NaCl तथा KCl के रूप में भी पाये जाते हैं। सोडियम

s-ब्लॉक तत्व  
बट्टानी नामक  
( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), फेल्स्पार  
रूबीडियम

[B] क्षार धातु

1. इलेक्ट्रॉन  
क्षार धातु  
प्रकार, इन  
इलेक्ट्रॉनिक  
है। क्षार धातु

Elem

Lithi  
Sodiu  
Pota  
Rub  
Cae  
Fra

2.

तत्

बहुतायत (rock salt) के रूप में बहुतायत में मिलता है। सोडियम के अन्य महत्वपूर्ण खनिजों में Chile salt petre ( $\text{NaNO}_3$ ), कोरेक्स ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), Mirabilite ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) इत्यादि हैं। पोटैशियम के महत्वपूर्ण अयस्क Sylvine ( $\text{KCl}$ ), Carnalite ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), Bolexite ( $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ) इत्यादि हैं। रुबीडियम तथा सीज़ियम प्रकृति में बहुत कम पाये जाते हैं। फ्रान्सीयम एक रेडियोएक्टिव तत्व है तथा यह अत्यन्त ही दुर्लभ है।

## 10. क्षार धातुओं के सामान्य लक्षण (General Characteristics of Alkali Metals)

क्षार धातुओं के सामान्य लक्षण निम्नलिखित हैं—

### 1. इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास (Electronic Configuration)

क्षार धातुओं के  $ns$ -ऑर्बिटल में मात्र एक ही इलेक्ट्रॉन होता है। इन तत्वों में अन्दर की सभी कक्षाएँ पूर्णरूप से भरी होती हैं। इस प्रकार, इनमें आदर्श गैसों के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास की तुलना में एक इलेक्ट्रॉन बाहर की ओर अधिक होता है। अतः इनके सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को [noble gas]  $ns^1$  के रूप में व्यक्त किया जा सकता है, जहाँ  $n$  संयोजी कोश (valence shell) को निरूपित करता है। क्षार धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यासों को सारणी 10.1 में दर्शाया गया है।

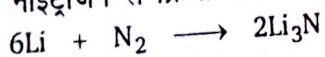
सारणी 10.1 क्षार धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास

Element	Symbol	Atomic number	Electronic configuration	Brief representation of electronic configuration
Lithium	Li	3	$1s^2 2s^1$	[He] $2s^1$
Sodium	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[Ne] $3s^1$
Potassium	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	[Ar] $4s^1$
Rubidium	Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	[Kr] $5s^1$
Cesium	Cs	55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	[Xe] $6s^1$
Francium	Fr	87	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$	[Rn] $7s^1$

### 2. लीथियम का अपसामान्य व्यवहार (Anomalous Behaviour of Lithium)

Li वर्ग-1 का प्रथम तत्व है। यद्यपि यह वर्ग के सभी लाक्षणिक गुणों को प्रदर्शित करता है किन्तु फिर भी यह इस वर्ग के अन्य तत्वों से कई संदर्भों में विषमताएँ भी प्रदर्शित करता है। अन्य क्षार धातुओं से इसकी प्रमुख विषमताएँ निम्नलिखित हैं—

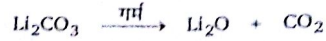
- अन्य क्षार धातुओं की तुलना में लीथियम अधिक कठोर है।
- अन्य क्षार धातुओं की तुलना में इसके गलनांक तथा क्वथनांक के मान उच्च होते हैं।
- सभी क्षार धातुओं की तुलना में Li कम क्रियाशील होता है। यह वायु में खुला छोड़ने पर आसानी से मलिन (tarnish) नहीं होता है जबकि अन्य क्षार धातुएँ नम वायु में मलिन हो जाती हैं।
- Li, ब्रोमीन के साथ धीरे-धीरे क्रिया करता है और 300 K पर धीरे-धीरे जल को अपघटित करता है। अन्य क्षार धातुएँ ब्रोमीन के साथ तेजी से क्रिया करती हैं और अत्यन्त प्रबल (violently) रूप में जल से क्रिया करती हैं।
- लीथियम यौगिकों (मुख्यतः हैलाइड्स) की प्रकृति आंशिक सह-संयोजी होती है तथा ये जल में कम घुलनशील होते हैं। ये कार्बनिक विलायकों; जैसे—पिरीडिन में घुलनशील होते हैं। अन्य क्षार धातुओं के हैलाइड्स आयनिक होते हैं तथा जल में मुक्त रूप से घुलनशील होते हैं। लीथियम के फ्लोराइड्स, फॉस्फेट्स, कार्बोनेट्स तथा ऑक्साइड्स जल में अल्प विलेय होते हैं जबकि अन्य क्षार धातुओं के संगत लवण जल में घुलनशील होते हैं।
- लीथियम एकमात्र क्षार धातु है जो नाइट्रोजन से क्रिया करके नाइट्राइड बनाती है।



अन्य क्षार धातुएँ नाइट्रोजन के साथ क्रिया नहीं करती हैं।

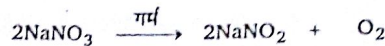
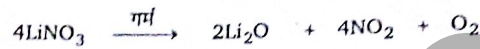
- लीथियम, ऑक्सीजन के साथ क्रिया करके केवल एक मोनोक्साइड  $\text{Li}_2\text{O}$  बनाती है। अन्य क्षार धातुएँ पॉक्साइड्स तथा सुपरऑक्साइड भी बनाती हैं।

- (viii) लीथियम हाइड्रॉक्साइड एक दुर्बल भस्म है जबकि अन्य क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स प्रबल भस्म होते हैं।  
 (ix) लीथियम के हाइड्रॉक्साइड्स तथा कार्बोनेट्स कम स्थायी होते हैं तथा गर्म करने पर विघटित हो जाते हैं।



अन्य क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स तथा कार्बोनेट्स अधिक स्थायी होते हैं तथा गर्म करने पर विघटित नहीं होते हैं।

- (x) लीथियम नाइट्रेट गर्म करने पर  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$  तथा  $\text{O}_2$  देता है जबकि अन्य क्षार धातुओं के नाइट्रेट्स विघटित होकर ऑक्सीजन तथा संगत नाइट्राइड्स देते हैं।



- (xi) लीथियम क्लोराइड एक डाइहाइड्रेट  $\text{LiCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  बनाता है जबकि अन्य क्षार धातुओं के क्लोराइड्स ऐसा नहीं करते हैं।

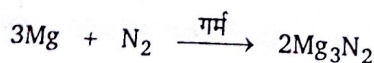
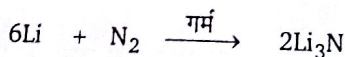
**स्पष्टीकरण (Explanation)**— लीथियम के अपसामान्य व्यवहार के प्रमुख कारण निम्नलिखित हैं—

- लीथियम परमाणु तथा आयन अत्यन्त ही छोटे आकार के होते हैं। सूक्ष्म आकार के कारण  $\text{Li}^+$  आयन पर उच्च धनात्मक आवेश घनत्व होता है तथा इसकी उच्च ध्रुवण क्षमता होती है। इसी कारण इसके यौगिकों में आंशिक सह-संयोजी गुण विकसित हो जाते हैं।
- अन्य क्षार धातुओं की अपेक्षा लीथियम की आयनन ऊर्जा अधिक तथा विद्युतधनात्मक गुण कम होता है। इसी कारण लीथियम की क्रियाशीलता कम होती है।
- लीथियम के संयोजी कोश में  $d$ -ऑर्बिटल उपस्थित नहीं होते हैं।

### 3. लीथियम तथा मैग्नीशियम में विकर्ण सम्बन्ध (Diagonal Relationship of Lithium with Magnesium)

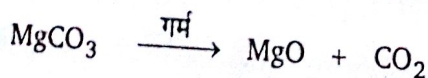
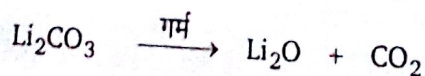
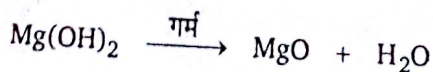
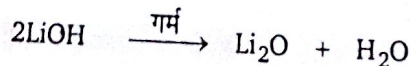
द्वितीय आवर्त के तत्त्व विकर्ण रूप में स्थित तृतीय आवर्त के तत्त्वों से अनेक समानताएँ प्रदर्शित करते हैं। इस समानता को विकर्ण सम्बन्ध (Diagonal relationship) कहते हैं। लीथियम (द्वितीय आवर्त का तत्त्व) विकर्ण रूप से स्थित मैग्नीशियम (तृतीय आवर्त का तत्त्व) से कई गुणों में समानता प्रदर्शित करता है। समानता के मुख्य बिन्दु निम्न प्रकार हैं—

- लीथियम की परमाणु त्रिज्या (152 pm) मैग्नीशियम की परमाणु त्रिज्या (160 pm) के लगभग समान होती है।
- लीथियम की विद्युतऋणात्मकता (0.98) मैग्नीशियम की विद्युतऋणात्मकता (1.31) के लगभग समान होती है।
- दोनों तत्त्वों की ध्रुवण क्षमता लगभग समान है।
- दोनों ही काफी कठोर होते हैं।
- दोनों तत्त्व नाइट्रोजन के साथ नाइट्राइड्स बनाते हैं।



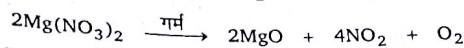
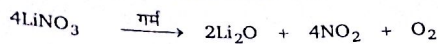
- (vi) लीथियम तथा मैग्नीशियम दोनों के हाइड्रॉक्साइड्स, कार्बोनेट्स तथा फ्लोराइड्स जल में कम घुलनशील होते हैं।  
 (vii)  $\text{LiOH}$  की तरह  $\text{Mg(OH)}_2$  भी एक दुर्बल भस्म है।

- (viii)  $\text{Li}$  तथा  $\text{Mg}$  दोनों के हाइड्रॉक्साइड्स तथा कार्बोनेट्स ऊष्मीय रूप से स्थायी नहीं होते हैं तथा गर्म करने पर विघटित हो जाते हैं।



5-वॉक तत्व

(ix) Li तथा Mg दोनों के नाइट्रेट्स गर्म करने पर नाइट्रोजन डाइऑक्साइड तथा ऑक्सीजन देते हैं।



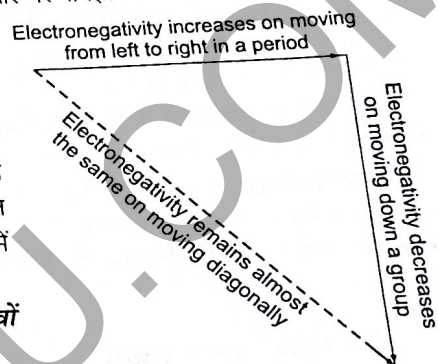
(x) लीथियम हैलाइड्स की तरह मैग्नीशियम के हैलाइड्स भी प्रकृति में आंशिक सह-संयोजी होते हैं तथा कार्बनिक विलायकों में घुलनशील होते हैं।

### विकर्ण समानता के कारण (Causes of Diagonal Relationship)

दूसरे तथा तीसरे आवर्त के बीच विकर्ण पर स्थित तत्वों की समानता को निम्न आधार पर समझा जा सकता है—

(i) विकर्ण रूप में स्थित तत्वों की विद्युतऋणात्मकताएँ लगभग समान होती हैं।  
इसलिये इनके विद्युतधनात्मक गुण भी लगभग समान होते हैं।

किसी भी आवर्त में बायें से दायें जाने पर परमाणु आकार में कमी तथा नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण विद्युतऋणात्मकता में वृद्धि होती है। किन्तु दूसरी ओर, वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता घटती है। इसलिये विकर्ण रूप से जाने पर दोनों विपरीत प्रवृत्तियाँ एक-दूसरे को सन्तुलित करती हैं (चित्र 10.3) तथा विद्युतऋणात्मकता के मान लगभग समान रहते हैं। यही कारण है कि विकर्ण रूप में स्थित तत्वों में कई गुणों में समानताएँ पायी जाती हैं।



(ii) धनायनों के लगभग समान आकार के कारण विकर्ण रूप में स्थित तत्वों की ध्रुवण क्षमता (polarising power) लगभग समान होती है।

आवर्त में बायें से दायें जाने पर आयनिक त्रिज्याएँ घटती हैं जबकि वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनिक त्रिज्याएँ बढ़ती हैं। इस प्रकार, विकर्ण रूप से दोनों विपरीत प्रवृत्तियाँ पुनः एक-दूसरे को सन्तुलित करती हैं तथा आयनिक त्रिज्याएँ लगभग समान हो जाती हैं। लगभग समान आयनिक त्रिज्याओं के कारण विकर्ण रूप में स्थित तत्वों के धनायनों की ध्रुवण क्षमता लगभग समान होती है। अतएव उनके यौगिक समान प्रकार के गुण प्रदर्शित करते हैं।

चित्र 10.2 विकर्ण दिशा में चलने पर विद्युतऋणात्मकता में परिवर्तन।

### [C] क्षार धातुओं के भौतिक गुण (Physical Properties of Alkali Metals)

क्षार धातुओं के महत्वपूर्ण भौतिक नियतांक सारणी 10.2 में दर्शाये गये हैं।

सारणी 10.2 वर्ग-1 के तत्वों (क्षार धातुओं) के भौतिक गुण

Properties	Elements					
	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr Radioactive
Atomic number	3	11	19	37	55	87
Atomic mass	6.94	22.99	39.10	85.47	1329.1	223
Atomic radius* (pm)	152	186	227	248	265	375 (approx)
Ionic radius (pm)**	76	102	138	152	167	
Density (g cm <sup>-3</sup> ) (at 293 K)	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90	
Melting point (K)	453.5	370.8	336.2	312.0	301.5	
Boiling point (K)	1620	1154.4	1038.5	961.0	978.0	

\* धात्विक त्रिज्या (समन्वय संख्या = 8)

\*\* समन्वय संख्या = 6 के लिए मान

First ionisation enthalpy (kJ mol <sup>-1</sup> )	520	496	419	403	376
Second ionisation enthalpy (kJ mol <sup>-1</sup> )	7298	4562	3051	2633	2293
Electronegativity (Pauling scale)	0.98	0.93	0.82	0.82	0.79
E° (V) at 298 K [For M <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup> → M(s)]	-3.03	-2.71	-2.93	-2.93	-2.92
Hydration energy (kJ mol <sup>-1</sup> )	-499	-390	-365	-360	-277
Abundance in earth's crust (ppm)	18	22700	18400	78	2.6

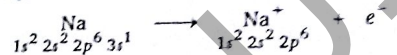
क्षार धातुओं के महत्वपूर्ण भौतिक गुण निम्नलिखित हैं।

(i) **भौतिक अवस्था (Physical State)**— क्षार धातुओं की ताजा काटने पर यह विशेष चाँदी जैसी सफ़ेद चमक दर्शाते हैं किन्तु यह धात्विक चमक वातावरण की हवा के साथ ऑक्सीकरण होने के कारण फीकी पड़ जाती है। ये मृदु, आयननशील तथा तन्य होती हैं। ये इतनी मृदु होती हैं कि इन्हें चाकू से काटा जा सकता है। सभी क्षार धातुओं में लोचन्यम सबसे कम होता है।

(ii) **परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ (Atomic and Ionic Radii)**— क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ निम्नलिखित लक्षण प्रदर्शित करती हैं—

(a) **क्षार धातुओं की आयनिक त्रिज्याएँ इनकी परमाणु-त्रिज्याओं से छोटी होती हैं।** उदाहरणार्थ— Na<sup>+</sup> आयन की आयनिक त्रिज्या 102 pm होती है जबकि Na परमाणु की परमाणु त्रिज्या 186 pm होती है।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— क्षार धातुओं के संयोजी कोश में मात्र एक इलेक्ट्रॉन होता है तथा धनायन के निर्माण में यह s-इलेक्ट्रॉन निर्गत हो जाता है। इस प्रकार प्राप्त धनायन में मूल परमाणु की अपेक्षा एक इलेक्ट्रॉन कोश कम हो जाता है। अतः इस कोश के कम हो जाने के कारण त्रिज्या कम हो जाती है।



इसके अतिरिक्त, संयोजी कोश से एक इलेक्ट्रॉन के निकल जाने के कारण शेष बचे इलेक्ट्रॉनों पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ जाता है। इस प्रकार, शेष बचे इलेक्ट्रॉन नाभिक के अधिक निकट आ जाते हैं तथा आयन के आकार को घटाते हैं। उपरोक्त दोनों प्रभावों के कारण (अर्थात् इलेक्ट्रॉनों की संख्या में कमी तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि) क्षार धातुओं के धनायन का आकार क्षार धातुओं के उदासीन परमाणुओं से छोटा होता है।

(b) **अपने संगत आवर्तों में क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ सबसे अधिक होती हैं।**

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— प्रत्येक क्षार धातु अपने आवर्त का प्रथम तत्त्व है। किसी भी आवर्त में बायें से दायें जाने पर अन्तिम इलेक्ट्रॉन समान कोश में प्रवेश करता है। परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ-साथ नाभिकीय आवेश भी बढ़ता है। इस प्रकार, आवर्त में बायें से दायें जाने पर कोशों की संख्या समान रहती है किन्तु प्रत्येक नये तत्त्व के साथ नाभिकीय आवेश बढ़ जाता है। फलस्वरूप संयोजी कोशों के इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर अधिक आकर्षित होते हैं जिसके कारण परमाणु क्रमांक बढ़ने पर परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ क्रमबद्ध रूप में घटती हैं। यही कारण है कि सभी आवर्तों में संगत क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ सबसे अधिक होती हैं।

(c) **वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याओं में वृद्धि होती है।**

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— समूह 1 में Li से Cs की ओर जाने पर प्रत्येक तत्त्व में एक नवीन इलेक्ट्रॉन कक्ष का योग होता है और परमाणु क्रमांक में वृद्धि के कारण नाभिकीय आवेश में भी वृद्धि होती है। नवीन इलेक्ट्रॉन कक्ष के योग के कारण परमाणु में अपने आकार में वृद्धि करने की प्रवृत्ति होती है। नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण परमाणु अपने आकार को घटाना चाहता है। इस प्रकार दोनों प्रवृत्तियाँ एक-दूसरे के विपरीत कार्य करती हैं। कोशों की संख्या में वृद्धि के कारण आन्तरिक इलेक्ट्रॉनों का संयोजी s-इलेक्ट्रॉन पर आरोपित आवरण प्रभाव (screening effect) बढ़ जाता है। उसके फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन मेघ अधिक फैल जाता है। आवरण प्रभाव के अधिक प्रभावी होने के कारण नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण उत्पन्न परमाणु आकार में कमी प्रभावहीन हो जाती है। परिणामस्वरूप Li से Cs की ओर जाने पर परमाणु तथा आयनिक आकार में वृद्धि होती है।

(iii) **घनत्व (Density)**— क्षार धातुओं के घनत्व अन्य धातुओं के घनत्व की तुलना में बहुत कम होते हैं। Li, Na तथा K जल से हल्के हैं। Li से Cs की ओर जाने पर क्षार धातुओं के घनत्व में वृद्धि होती है।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— यद्यपि क्षार धातुओं में संवृत संरचनाएँ (close packed structures) होती हैं फिर भी इनके आकार बढ़े होने के कारण इनके घनत्व कम होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु आकार तथा परमाणु भार दोनों में ही वृद्धि होती है। परमाणु भार में वृद्धि अधिक प्रभावशाली होने के कारण Li से Cs की ओर जाने पर क्षार धातुओं के घनत्व में वृद्धि होती है।

अपवाद के रूप में K का घनत्व Na से कम होता है अर्थात् K, Na की तुलना में हल्का होता है।

(iv) गलनांक एवं क्वथनांक (Melting and Boiling Points) — क्षार धातुओं के गलनांक एवं क्वथनांक कम होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर गलनांक एवं क्वथनांक घटते हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation) — क्षार धातुओं के संयोजी कोश में केवल एक ही इलेक्ट्रॉन होता है। इसलिये इन तत्वों में जालक में परमाणुओं को परस्पर साथ रखने के लिए उत्तरदायी अन्तर-परमाणुक बल दुर्बल होते हैं जिसके कारण इनके गलनांक एवं क्वथनांक कम होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर संयोजी इलेक्ट्रॉनों में वृद्धि हुए बिना ही परमाणुओं के आकार में वृद्धि होती है, जो अन्तर-परमाणुक बलों को घटाती है जिसके कारण भी Li से Cs की ओर जाने पर गलनांक एवं क्वथनांक घटते हैं।

(v) आयनन एन्थैल्पी अथवा आयनन ऊर्जा (Ionisation Enthalpy or Ionisation Energy) — क्षार धातुओं की आयनन एन्थैल्पी अथवा आयनन ऊर्जा निम्नलिखित आचरण प्रदर्शित करती है —

(a) क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जा के मान अत्यन्त कम होते हैं। प्रत्येक क्षार धातु की आयनन ऊर्जा का मान अपने आवर्त में सबसे कम होता है।

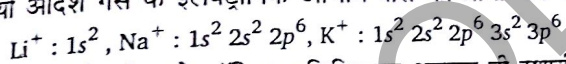
स्पष्टीकरण (Explanation) — क्षार धातुओं का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास [आदर्श गैस]  $ns^1$  प्रकार का होता है। अतः आदर्श गैस अन्तर्भाग संरचना (core noble gas configuration) संयोजी s-इलेक्ट्रॉनों को नाभिक से आवरणित करती है। इसलिए क्षार धातुओं में संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक से दुर्बल रूप से बँधा होता है और ऊर्जा की अल्प मात्रा से ही आसानी से अलग हो जाता है। अतः क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जा के मान अत्यन्त कम होते हैं।

(b) Li से Cs की ओर जाने पर क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जाएँ लगातार घटती हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation) — Li से Cs की ओर जाने पर नाभिक तथा संयोजी इलेक्ट्रॉन के बीच की दूरी बढ़ती है क्योंकि प्रत्येक नये तत्व में एक नये कोश की लगातार वृद्धि होती है। कोशों की संख्या में वृद्धि होने पर आवरणी प्रभाव (screening effect) में वृद्धि होती है, जो संयोजी इलेक्ट्रॉनों पर प्रभावी नाभिकीय आवेश को घटाता है। इसके कारण संयोजी इलेक्ट्रॉन को परमाणु से आसानी से हटाया जा सकता है। वही कारण है कि वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जाएँ घटती हैं।

(c) क्षार धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जा बहुत अधिक होती है।

स्पष्टीकरण (Explanation) — जब किसी क्षार धातु के परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन निकलता है तब प्राप्त धनायन (cation) एक स्थायी आदर्श गैस के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास को प्राप्त कर लेता है, उदाहरणार्थ —



आदर्श गैस के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास अत्यन्त ही स्थायी होते हैं तथा इनसे पुनः किसी इलेक्ट्रॉन को निकालना अत्यन्त ही कठिन होता है क्योंकि इसमें अत्यधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। इसके कारण क्षार धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जाएँ बहुत अधिक होती हैं।

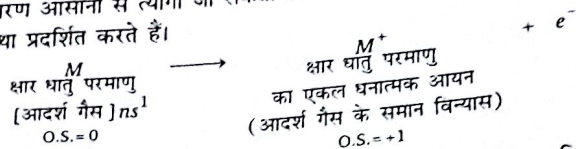
(vi) विद्युतऋणात्मकता (Electronegativity) — क्षार धातुओं की विद्युतऋणात्मकता के मान कम होते हैं। सामान्यतः वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षार धातुओं की विद्युतऋणात्मकता घटती है।

स्पष्टीकरण (Explanation) — अत्यधिक बड़े आकार और कम नाभिकीय आवेश के कारण क्षार धातुएँ अपनी ओर इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित कर पाने में असमर्थ होती हैं। इसके कारण इनके विद्युतऋणात्मकता के मान कम होते हैं। Li से Cs की ओर जाने पर परमाणु आकार में और अधिक वृद्धि होती है। फलस्वरूप, वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता घटती है।

(vii) विद्युतधनात्मक गुण (धात्विक गुण) [(Electropositive Character (Metallic Character)) — क्षार धातुएँ अत्यधिक विद्युतधनात्मक होती हैं। अपने आवर्त में प्रत्येक क्षार धातु परमाणु सबसे अधिक विद्युतधनात्मक होता है। अत्यधिक विद्युतधनात्मकता के कारण क्षार धातुएँ अत्यधिक धात्विक गुण रखती हैं। Li से Cs की ओर जाने पर इन क्षार धातुओं के विद्युतधनात्मक गुणों में क्रमशः वृद्धि होती है।

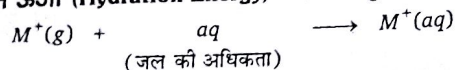
स्पष्टीकरण (Explanation) — अपने संयोजी इलेक्ट्रॉनों को त्यागकर किसी परमाणु की धनायन बनाने की प्रवृत्ति उसके विद्युतधनात्मक गुण का निर्धारण करती है। चूँकि क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जाओं के मान बहुत कम होते हैं अतः ये अपने संयोजी इलेक्ट्रॉन को आसानी से त्यागने की प्रवृत्ति रखते हैं। इस कारण ये अत्यधिक विद्युतधनात्मक अथवा धात्विक गुणों को प्रदर्शित करते हैं। चूँकि Li से Cs की ओर जाने पर क्षार धातुओं में आयनन ऊर्जाओं के मान घटते हैं अतएव इनमें संयोजी इलेक्ट्रॉन को त्यागने की प्रवृत्ति भी लगातार बढ़ती जाती है और इस कारण वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर धात्विक गुणों में वृद्धि होती है।

(viii) ऑक्सीकरण अवस्था (Oxidation State) — सभी क्षार धातुएँ अपने यौगिकों में केवल +1 ऑक्सीकरण अवस्था में प्रदर्शित करती हैं। अपने आवर्तों के अन्य तत्वों की तरह ये परिवर्तनशील ऑक्सीकरण अवस्थाएँ प्रदर्शित नहीं करती हैं।  
स्पष्टीकरण (Explanation) — क्षार धातुओं के संयोजी कोश में केवल एक ही इलेक्ट्रॉन ( $ns^1$ ) होता है और यह इलेक्ट्रॉन तत्त्व के आयनन-ऊर्जा काफी कम होने के कारण आसानी से त्यागा जा सकता है। संयोजी इलेक्ट्रॉन के त्यागने पर ये तत्व एकल धनात्मक आयन बनाते हैं तथा +1 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करते हैं।



प्राप्त एकल धनात्मक आयन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समीपवर्ती आदर्श गैस के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की तरह होता है तथा यह अत्यन्त ही स्थायी होता है। अतः प्राप्त धनायन से और अधिक इलेक्ट्रॉन का त्याग आसानी से नहीं हो पाता है जिसके कारण क्षार धातु के परमाणु उच्च ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित नहीं करते हैं।  
क्षार धातुओं के धनायनों ( $M^+$ ) में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होते हैं। अतः ये रंगहीन तथा प्रतिचुम्बकीय (diamagnetic) होते हैं।

(ix) जलयोजन ऊर्जा (Hydration Energy) — क्षार धातुओं के धनायनों में जलयोजित होने की प्रवृत्ति होती है।



जलयोजन की प्रक्रिया ऊष्माक्षेपी (exothermic) होती है। इस ऊर्जा को जलयोजन ऊर्जा (hydration energy) कहते हैं। क्षार धातुओं के धनायनों की जलयोजन ऊर्जा  $Li^+$  से  $Cs^+$  की ओर जाने पर घटती है।

स्पष्टीकरण (Explanation) — जलयोजन ऊर्जा आवेश-त्रिज्या अनुपात ( $q/r$ ) पर निर्भर करती है। चूँकि वर्ग में  $Li^+$  से  $Cs^+$  तक क्षार धातुओं के धनायनों की त्रिज्याएँ बढ़ती हैं अतः वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर जलयोजन ऊर्जा घटती है। जलयोजन ऊर्जा किसी आयन के जलयोजित होने की प्रवृत्ति की मापक है। यही कारण है कि वर्ग में  $Li^+$  से  $Cs^+$  की ओर जाने पर क्षार धातुओं के धनायनों का जलयोजित होने की प्रवृत्ति घटती है।  $Li^+$  आयन जलीय विलयनों में सबसे अधिक जलयोजित होते हैं।

(x) ज्वाला-रंग (Flame Colouration) — क्षार धातुएँ तथा उनके लवण जब अप्रकाशमान ज्वाला (non-luminous flame) में गर्म किए जाते हैं तब ये विशेष रंग प्रदर्शित करते हैं। ज्वाला में प्रदर्शित रंग वर्ग में नीचे जाने पर गहराता है।

Li	Na	K	Rb	Cs
किरमिजी	सुनहरा पीला	पोत वैंगनी	वैंगनी	वैंगनी
(Crimson)	(Golden yellow)	(Pale violet)	(Violet)	(Violet)

स्पष्टीकरण (Explanation) — जब किसी क्षार धातु अथवा इसके लवण को ज्वाला में गर्म किया जाता है तब इसके इलेक्ट्रॉन ऊर्जा अवशोषित करके उच्च ऊर्जा स्तर में चले जाते हैं। किन्तु यह उत्तेजित अवस्था अल्पकालीन होती है। ये उत्तेजित इलेक्ट्रॉन कुछ समय पश्चात् अपनी मूल अवस्था में वापस आ जाते हैं। मूल अवस्था में लौटते समय ये इलेक्ट्रॉन ऊर्जा का उत्सर्जन करते हैं। यह उत्सर्जित ऊर्जा दृश्य क्षेत्र (visible region) में पड़ती है और ज्वाला में एक विशेष रंग दिखायी देता है।

(xi) प्रकाश-विद्युत प्रभाव (Photoelectric Effect) — प्रकाश के सम्पर्क में आने पर क्षार धातुएँ इलेक्ट्रॉन का त्याग करती हैं। किसी धातु की सतह से विद्युत-चुम्बकीय विकिरणों के प्रभाव से इलेक्ट्रॉनों का उत्सर्जन प्रकाश-विद्युत प्रभाव कहलाता है तथा इस प्रकार उत्सर्जित इलेक्ट्रॉन फोटोइलेक्ट्रॉन कहलाते हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation) — जैसा कि उपर्युक्त बताया गया है कि क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जा काफी कम होती है। यदि धातु की सतह पर आपतित प्रकाश-ऊर्जा धातु के कार्य-फलन से अधिक या उसके समान होती है तब धातु की सतह पर उपस्थित इलेक्ट्रॉन उत्सर्जित होते हैं, जिन्हें फोटोइलेक्ट्रॉन्स (photoelectrons) कहा जाता है। आयनन ऊर्जा के कम होने के कारण क्षार धातुओं, विशेषतः K तथा Cs के कार्य-फलन (work function) के मान काफी कम होते हैं और उचित आवृत्ति के प्रकाश को आपतित करने पर फोटोइलेक्ट्रॉन्स आसानी से उत्सर्जित हो जाते हैं।

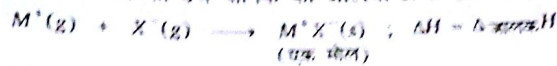
(xii) यौगिकों की प्रकृति (Nature of Compounds) — क्षार धातुएँ आयनिक यौगिक बनाती हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation) — क्षार धातुओं के द्वारा आयनिक यौगिकों का निर्माण इनके विद्युतधनात्मक गुण के कारण होता है। आयनन ऊर्जा का मान कम होने के कारण क्षार धातुएँ आसानी से अपने संयोजी इलेक्ट्रॉन को त्यागकर धनायनों का निर्माण करती हैं तथा ये धनायन अधातुओं के साथ आयनिक बन्ध बनाते हैं।

अधिक होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर जालक ऊर्जा के मान घटते हैं। उदाहरणार्थ—

लवण :	LiCl	NaCl	KCl	RbCl	CsCl
जालक-ऊर्जा (kJ mol <sup>-1</sup> ) :	-840	-776	-701	-682	-630

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— किसी आयनिक यौगिक के एक मूल जालक को बनाने के लिए आवश्यक नैसर्गिक घटायनों एवं ऋणायनों के संघनित होने से निहित एन्थैल्पी परिवर्तन को इस यौगिक की जालक ऊर्जा (Lattice energy) कहते हैं।

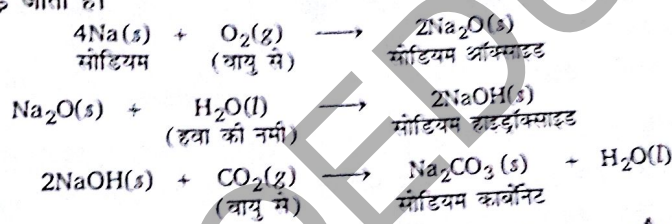


क्षार धातुओं के यौगिकों (लवणों) की प्रकृति आयनिक होती है तथा यह घटायनों एवं ऋणायनों से मिलकर बने होते हैं। ये घटायन एवं ऋणायन वैद्युतस्थैतिक बलों के द्वारा परस्पर जुड़े होते हैं। इस प्रकार जालक बनने की प्रक्रिया में अत्यधिक ऊर्जा निकलती है। परिणामस्वरूप क्षार धातुओं के लवणों की जालक ऊर्जाएँ बहुत अधिक होती हैं। चूँकि किसी लवण की जालक ऊर्जा का मान आयनिक क्रियाओं के योग ( $r_+ + r_-$ ) के व्युत्क्रमानुपाती होता है, अतएव Li से Cs की ओर जाने पर जालक ऊर्जा के मान घटते हैं।

## [D] क्षार धातुओं के रासायनिक गुण (Chemical Properties of Alkali Metals)

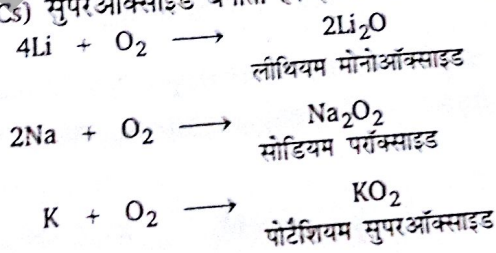
क्षार धातुएँ अत्यधिक क्रियाशील होती हैं। इन तत्त्वों की उच्च रासायनिक क्रियाशीलता निम्न आयनन ऊर्जा तथा निम्न कणीकरण ऊष्मा (heat of atomisation) के कारण होती है। Li से Cs की ओर जाने पर क्षार धातुओं की क्रियाशीलता बढ़ती है। क्षार धातुओं के महत्वपूर्ण रासायनिक गुण निम्नलिखित हैं—

**1. वायु से क्रिया (Action of Air)**— क्षार धातुएँ इतनी क्रियाशील होती हैं कि वायु में खुला छोड़ने पर ये वायु के द्वारा ऑक्सीकृत हो जाती हैं एवं इनकी सतह पर ऑक्साइड, हाइड्रॉक्साइड और अन्त में कार्बोनेट की एक परत जमी हो जाती है जिसके फलस्वरूप इनकी धात्विक चमक फीकी पड़ जाती है।



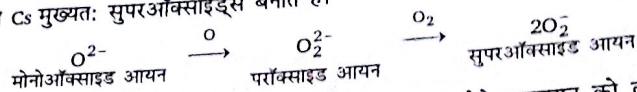
वायु तथा नमी के प्रति क्रियाशीलता के कारण क्षार धातुओं को मुक्त वायु में नहीं रखा जाता है। इन्हें सदैव किसी अक्रिय हाइड्रोकार्बन विलायक; जैसे- मिट्टी का तेल (kerosene oil) में रखा जाता है, जो इन्हें वायु तथा नमी के सम्पर्क से सुरक्षित रखता है।

**2. ऑक्सीजन से क्रिया (Reaction with Oxygen)**— ऑक्सीजन के साथ गर्म करने पर क्षार धातुएँ तीव्रता के साथ जलती हैं तथा धातु की प्रकृति के अनुसार विभिन्न प्रकार के ऑक्साइड्स बनाती हैं। ऑक्सीजन के साथ क्रिया कर लीथियम Li<sub>2</sub>O, सोडियम परॉक्साइड तथा अन्य क्षार धातुएँ (K, Rb तथा Cs) सुपरऑक्साइड बनाती हैं। इनका सामान्य सूत्र MO<sub>2</sub> होता है। इस प्रकार—



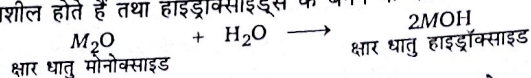
**स्पष्टीकरण (Explanation)**— विभिन्न क्षार धातुओं के द्वारा भिन्न प्रकार के ऑक्साइड्स के बनाने की प्रक्रिया को इनके आयनिक आकार के आधार पर समझा जा सकता है। सभी क्षार धातु आयनों में Li<sup>+</sup> का आकार सबसे छोटा होता है। छोटे आकार के कारण Li<sup>+</sup> अपने चारों ओर एक शक्तिशाली घनावेशित क्षेत्र रखता है। लीथियम आयन के चारों ओर उपस्थित यह शक्तिशाली घनावेशित क्षेत्र ऋणायनों को अपनी ओर इतनी तीव्रता से आकर्षित करता है कि यह मोनोऑक्साइड आयन (O<sup>2-</sup>) को अन्य किसी ऑक्सीजन परमाणु के साथ मिलकर परॉक्साइड आयन (O<sub>2</sub><sup>2-</sup>) नहीं बनाने देता है।

किन्तु दूसरी ओर, बड़े सोडियम आयन ( $\text{Na}^+$ ) के चारों ओर स्थित अपेक्षाकृत दुर्बल धनावेशित क्षेत्र  $\text{O}^{2-}$  आयन को अन्य ऑक्सीजन परमाणु के साथ मिलकर  $\text{O}_2^{2-}$  बनाने देता है। यही कारण है कि Li मात्र मोनोक्साइड जबकि Na मुख्यतः परॉक्साइड का निर्माण करते हैं। बड़े  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$  तथा  $\text{Cs}^+$  आयन भी दुर्बल धनावेशित क्षेत्र रखते हैं और ऑक्सीजन के साथ मिलकर सुपरऑक्साइड आयन  $\text{O}_2^-$  बनाते हैं। यही कारण है कि K, Rb तथा Cs मुख्यतः सुपरऑक्साइड बनाते हैं।

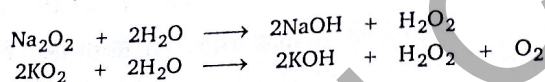


उपरोक्त स्पष्टीकरण इस तथ्य पर आधारित है कि एक छोटा धनायन एक छोटे ऋणायन को तथा एक बड़ा धनायन एक बड़े ऋणायन को स्थायित्व प्रदान करता है।

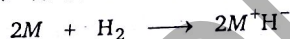
**ऑक्साइड्स की प्रकृति (Nature of Oxides)**— क्षार धातुओं के सामान्य ऑक्साइड्स अर्थात् मोनोक्साइड्स की प्रकृति क्षारीय होती है। ये जल में अत्यधिक घुलनशील होते हैं तथा हाइड्रॉक्साइड्स के बनने के कारण अत्यन्त क्षारीय विलयन बनाते हैं।



परॉक्साइड्स तथा सुपरऑक्साइड्स ऑक्सीकारक होते हैं। ये जल से क्रिया करके हाइड्रोजन परॉक्साइड अथवा ऑक्सीजन अथवा दोनों ही बनाते हैं।



**3. डाइहाइड्रोजन से क्रिया (Reaction with Dihydrogen)**— क्षार धातुएँ 673 K पर (Li 1073 K पर)  $\text{H}_2$  से क्रिया करके लवणीय हाइड्राइड्स (saline hydrides) बनाती हैं, जिनके गलनांक अधिक होते हैं।



**4. जल से क्रिया (Reaction with Water)**— क्षार धातुएँ जल के साथ तुरन्त ही अत्यन्त प्रबलता से क्रिया कर हाइड्रॉक्साइड्स बनाती हैं तथा इस क्रिया में  $\text{H}_2$  भी निकलती है।

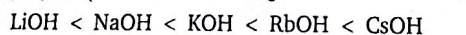


लीथियम जल से कुछ मन्द गति से क्रिया करता है किन्तु अन्य क्षार धातुओं की जल से क्रिया इतनी तेजी से होती है कि उत्सर्जित हुई हाइड्रोजन तुरन्त ही जलने लगती है। यही कारण है कि क्षार धातुओं को जल में नहीं रखा जाता है।

क्षार धातुओं की जल से क्रियाशीलता वर्ग में नीचे की ओर जाने पर बढ़ती जाती है।

**हाइड्रॉक्साइड्स की प्रकृति (Nature of Hydroxides)**— क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स सफेद क्रिस्टलीय ठोस तथा जल में अत्यधिक घुलनशील होते हैं। इनकी प्रकृति अत्यन्त क्षारीय होती है तथा सबसे अधिक प्रबल ज्ञात क्षार बनाते हैं।

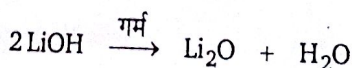
**क्षारीय शक्ति (Basic Strength)**— हाइड्रॉक्साइड्स की भास्मिक प्रकृति वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है।



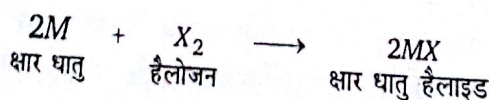
भास्मिक प्रकृति में वृद्धि

वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षार धातुओं का विद्युत-धनात्मक गुण बढ़ता है। अतः भास्मिक प्रकृति भी बढ़ती है।

**स्थायित्व (Stability)**—  $\text{LiOH}$  को छोड़कर शेष सभी धातु हाइड्रॉक्साइड ऊष्मा के प्रति स्थायी होते हैं।  $\text{LiOH}$  गर्म करने पर विघटित हो जाता है।



**5. हैलोजन्स से क्रिया (Reaction with Halogens)**— क्षार धातुएँ हैलोजन्स के साथ आसानी से क्रिया कर  $\text{MX}$  प्रकार के हैलाइड्स बनाती हैं।

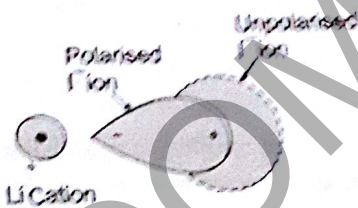


Li से Cs तक जाने पर किसी हैलोजन विशेष के प्रति क्षार धातुओं की क्रियाशीलता बढ़ती है किन्तु किसी क्षार धातु विशेष के प्रति हैलोजन्स की क्रियाशीलता  $I_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$  के क्रम का अनुसरण करती है।

लीथियम हैलाइड्स को छोड़कर क्षार धातु हैलाइड्स की प्रकृति आयनिक होती है। लीथियम हैलाइड्स (विशेषतः LiI) में छोटे  $Li^+$  आयन के द्वारा ऋणायन की ध्रुवणता के कारण आंशिक सह-संयोजी गुण आ जाता है। LiI को छोड़कर क्षार धातु हैलाइड्स जल में मुक्त काल से घुलनशील होते हैं। अपनी उच्च जालक ऊर्जा के कारण LiI जल में अघुलनशील होता है। इनके घुलनक तथा विलयनक द्रव्य हैं तथा ये संगलित अवस्था (fused state) में विद्युत धारा का संचालन करते हैं।

**लीथियम हैलाइड्स में आंशिक सहसंयोजी लक्षण (Partial Covalent Character in Lithium Halides)**—लीथियम हैलाइड्स में उपस्थित आंशिक सह-संयोजी लक्षणों की निम्न प्रकार व्याख्या की जा सकती है—

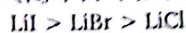
सभी क्षार धातु धनायनों में लीथियम आयन ( $Li^+$  ion) सबसे छोटा होता है। छोटे आकार के कारण  $Li^+$  आयन अपने समीप स्थित ऋणायन के इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति रखता है। अतः समीपवर्ती ऋणायन का इलेक्ट्रॉन मेघ (electron cloud) विकृत (distorted) हो जाता है (चित्र 10.2)। किसी धनायन के द्वारा किसी ऋणायन के इलेक्ट्रॉन मेघ का विकृत होना **ध्रुवणता (polarisation)** कहलाता है। ध्रुवणता के कारण दोनों प्रकार के आयनों पर आवेश में कमी आती है क्योंकि आवेश का आंशिक उदासीनीकरण हो जाता है और अणु में आंशिक सह-संयोजी लक्षण आ जाते हैं।



चित्र 10.2 Li में ध्रुवण

किसी आयनिक यौगिक में ध्रुवणता कुछ निश्चित सिद्धान्तों के अनुसार होती है, जिनमें फजान के नियम (Fajan's rules) कहा जाता है। ये नियम निम्नलिखित हैं—

(i) **किसी आयनिक यौगिक में ध्रुवणता की मात्रा लघु धनायन तथा बृहद ऋणायन होने पर अधिक होती है। उदाहरणार्थ—** लीथियम हैलाइड्स में ध्रुवणता की मात्रा तथा सह-संयोजी लक्षण निम्न क्रम के अनुसार पाये जाते हैं—



(ii) **धनायन तथा ऋणायन पर अधिक आवेश होने पर ध्रुवणता की मात्रा अधिक होती है। उदाहरणार्थ—**  $K_2^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$  तथा  $Al^{3+}$  की ध्रुवण क्षमता  $Al^{3+} > Mg^{2+} > Na^+$  के क्रमानुसार होती है।

(iii) **माध्यम का परावैद्युत नियतांक (dielectric constant) जितना कम होगा, ध्रुवणता उतनी ही अधिक होगी।** इसका कारण यह है कि जिन विलायकों का परावैद्युत नियतांक अधिक होता है, वे आयनों के मध्य लगने वाले वैद्युतस्थैतिक आकर्षण बल को दुर्बल करते हैं और इस प्रकार अणु में ध्रुवणता की प्रवृत्ति को घटाते हैं।

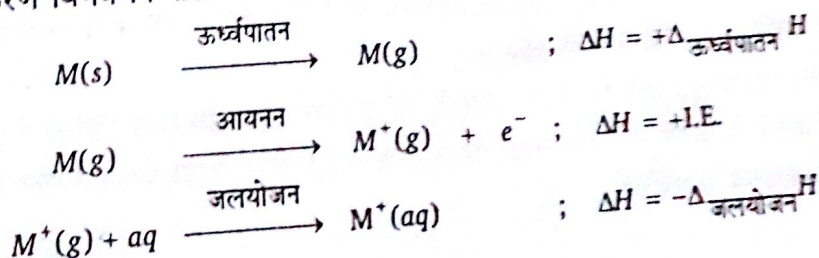
(iv)  **$s^2 p^6 d^{10}$  प्रकार के बाह्य कोश विन्यास युक्त धनायनों की ध्रुवण क्षमता  $s^2 p^6$  प्रकार के बाह्य कोश विन्यास युक्त धनायनों से अधिक होती है। उदाहरणार्थ—**

$Cu^+$  आयन ( $3s^2 3p^6 3d^{10}$ ) की ध्रुवण क्षमता  $Na^+$  ( $2s^2 2p^6$ ) से अधिक होती है। इसी कारण  $NaCl$  की अपेक्षा  $CuCl$  अधिक सह-संयोजी होता है।

**6. अपचायक प्रकृति (Reducing Nature)**—क्षार धातु शक्तिशाली अपचायक होते हैं क्योंकि इनकी आयनन ऊर्जाओं के मान कम होते हैं। इसके कारण ये आसानी से इलेक्ट्रॉनों का त्याग कर देते हैं। यही कारण है कि सभी क्षार धातुएँ अपचायक की भाँति कार्य करती हैं। लीथियम सर्वाधिक प्रबल अपचायक है। क्षार धातुओं की अपचायक प्रकृति Li से Cs की ओर जाने पर घटती है।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**—वर्ग (1) के प्रथम तत्त्व लीथियम की आयनन ऊर्जा सबसे अधिक होती है। इसलिए इसे सर्वाधिक दुर्बल अपचायक होना चाहिए। किन्तु यह सबसे अधिक प्रबल अपचायक होता है, जैसा कि इसके उच्च ऑक्सीकरण विभव के मान से इंगित होता है। इस विरोधाभास को निम्न प्रकार समझा जा सकता है—

किसी धातु का ऑक्सीकरण विभव निम्नलिखित प्रक्रमों में निहित ऊर्जाओं का योग होता है—



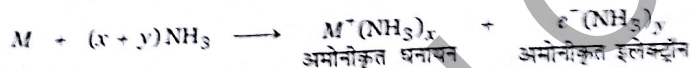
सभी क्षार धातु भ्रष्टाचारों में  $Li^+$  सबसे अधिक जलयोजित होता है क्योंकि इसका आकार सबसे छोटा होता है।  $Li^+$  को जलयोजित ऊर्जा सबसे अधिक होती है अतः जलयोजन के समय अत्यधिक ऊर्जा निकालती है। जलयोजन के समय अत्यधिक मात्रा में निकाली ऊर्जा (जलयोजन  $H$ )  $Li$  परमाणु से इलेक्ट्रॉन को निकालने में सहायता प्रदान करती है। इस कारण क्षार धातुओं में लीथियम सर्वाधिक प्रबल अपचायक होता है।

क्षार धातुएँ हाइड्रोजन से अधिक प्रबल अपचायक होती हैं। अतः ये अम्लीय हाइड्रोजन युक्त यौगिकों, जैसे—एल्कोहॉल, ऐसीटिक, इत्यादि के साथ क्रिया करके हाइड्रोजन देती हैं। उदाहरणार्थ—



**7. द्रव अमोनिया में घुलनशीलता (Solubility in Liquid Ammonia)**— सभी क्षार धातुएँ द्रव अमोनिया में घुलकर गहरे नीले रंग का विलयन बनाती हैं, जो विद्युत के अत्यधिक चालक होते हैं।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— जब किसी क्षार धातु को द्रव अमोनिया में घुलित किया जाता है तब अमोनोक्रुत धनायन तथा अमोनोक्रुत इलेक्ट्रॉन प्राप्त होते हैं।



विलयन का नीला रंग अमोनोक्रुत इलेक्ट्रॉनों के कारण होता है, जो दृश्य प्रकाश से ऊर्जा को अवशोषित करके उत्तेजित हो जाते हैं। अमोनोक्रुत धनायन तथा अमोनोक्रुत इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति के कारण द्रव अमोनिया में क्षार धातुओं के विलयन अत्यधिक चालक होते हैं। इन विलयनों को रखने पर ये मन्द गति से विघटित होकर हाइड्रोजन गैस देते हैं।



सान्द्र विलयन में नीला रंग परिवर्तित होकर कांस्य रंग (bronze colour) देता है तथा विलयन प्रतिचुम्बकीय (diamagnetic) हो जाता है।

**8. ऑक्सोअम्लों के लवणों की प्रकृति (Nature of Salts of Oxoacids)**— क्षार धातुएँ सर्वाधिक विद्युतधनात्मक होने के कारण सभी ऑक्सोअम्लों से क्रिया कर लवण बनाती हैं। ये लवण जल में घुलनशील होते हैं तथा अधिक ताप पर भी स्थायी होते हैं। कार्बोनेट्स ( $M_2CO_3$ ) तथा अधिकतर बाइकार्बोनेट्स ( $MHCO_3$ ) ऊष्मा के प्रति अत्यधिक स्थायी होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर कार्बोनेट तथा बाइकार्बोनेट्स का स्थायित्व बढ़ता है। लीथियम का कार्बोनेट ( $Li_2CO_3$ ) कम स्थायी होता है तथा इसका बाइकार्बोनेट ठोस के रूप में प्राप्त नहीं होता है।

### [E] क्षार धातुओं के उपयोग (Uses of Alkali Metals)

क्षार धातुओं के अनेक उपयोग हैं। लीथियम धातु का प्रयोग अनेक उपयोगी मिश्रधातुओं (alloys) को बनाने में किया जाता है। उदाहरण के लिए, सफेद धातु (white metal) लीथियम तथा लैड की एक मिश्रधातु है, जिसका उपयोग मोटर-इन्जन के बियरिंग बनाने में किया जाता है। लीथियम तथा एल्युमीनियम की मिश्रधातु का उपयोग एअर-क्राफ्ट बनाने में किया जाता है। लीथियम तथा मैग्नीशियम की मिश्रधातु का उपयोग कवच-प्लेट बनाने में किया जाता है। लीथियम का प्रयोग ऊष्मा-नाभिकीय अभिक्रियाओं में किया जाता है। इसका प्रयोग विद्युत-रासायनिक सेल बनाने में भी किया जाता है।

सोडियम का प्रयोग  $Na/Pb$  मिश्रधातु बनाने में किया जाता है जो सर्वज्ञात अपस्फोटरोधी यौगिक टेट्राएथिल लैड  $Pb(C_2H_5)_4$  तथा टेट्रामेथिल लैड  $Pb(CH_3)_4$  के बनाने में प्रयोग में लाया जाता है। आजकल इन यौगिकों का प्रयोग पेट्रोल में मिलाते हैं क्योंकि ये हानिकारक लैड ऑक्साइड्स छोड़ते हैं।

सोडियम वैद्युत-अपघटन के लिए आवश्यक है। सोडियम क्लोराइड का उपयोग खाद के रूप में करते हैं। सोडियम हाइड्रॉक्साइड का प्रयोग मृदा माइनर के बनाने में तथा प्रयोगशाला में अधिष्कारक के रूप में किया जाता है। यह  $\text{CO}_2$  के अवशोषक के रूप में भी प्रयोग में लाया जाता है।

सोडियम का उपयोग प्रकार-विद्युत सेल बनाने में किया जाता है।

## 10.5 क्षार धातुओं के यौगिक (Compounds of Alkali Metals)

### 1. सोडियम हाइड्रॉक्साइड या कौस्टिक सोडा, $\text{NaOH}$

#### [A] औद्योगिक निर्माण की गौसेज की विधि

इस विधि को सोडा लाइन विधि भी कहते हैं। इस विधि में सोडियम कार्बोनेट विलयन को बुझे हुए चूने के साथ गर्म करने पर सोडियम हाइड्रॉक्साइड तथा कैल्शियम कार्बोनेट बनते हैं। कैल्शियम कार्बोनेट का सफेद अवशेष फिल्टरित करके अलग कर दिया जाता है।

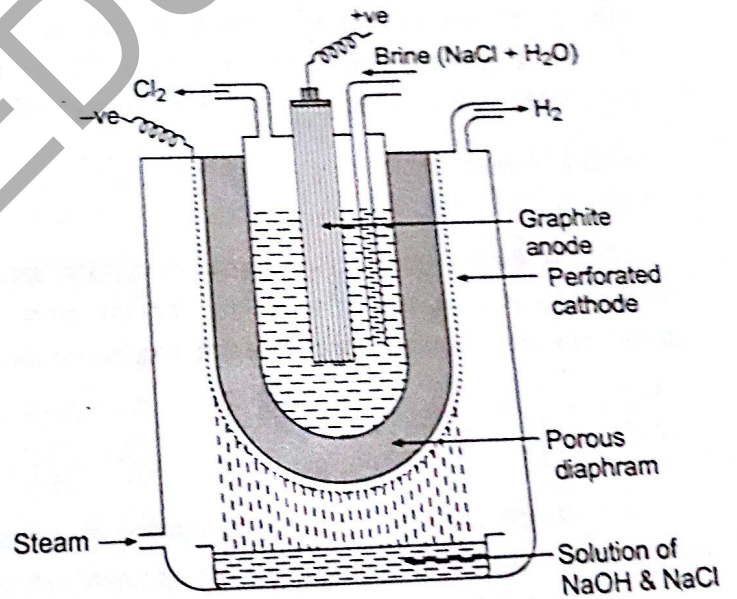


इस प्रकार प्राप्त सोडियम हाइड्रॉक्साइड में सोडियम कार्बोनेट की अनुद्धि होती है। इसके एक भाग में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल डालकर यह अनुमान लगाते हैं कि इसमें कितना सोडियम कार्बोनेट शेष है। फिर इसके जलीय विलयन में बुझे हुए चूने की उचित मात्रा मिलाकर गर्म करने से तथा उसके बाद फिल्टरित करने पर फिल्टरित विलयन में शुद्ध सोडियम हाइड्रॉक्साइड (जल में विलयन) प्राप्त हो जाता है। सोडियम हाइड्रॉक्साइड के जलीय विलयन को वाष्पकृत करने पर यह ठोस रूप में प्राप्त हो जाता है।

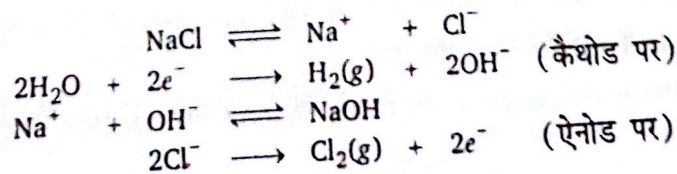
#### [B] औद्योगिक निर्माण की वैद्युत-अपघटनी (Electrolytic) विधि

सोडियम हाइड्रॉक्साइड के औद्योगिक निर्माण की यह आधुनिक विधि है। इस विधि में सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन का वैद्युत-अपघटन (electrolysis) किया जाता है। सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन का वैद्युत-अपघटन करने के लिये जिन सेलों (cells) का प्रयोग किया जाता है, उनका वर्णन निम्नलिखित है—

**1. नेलसन सेल (Nelson Cell)**—इस सेल में कैथोड स्टील का तथा एनोड ग्रेफाइट का बना होता है तथा सोडियम क्लोराइड का जलीय विलयन वैद्युत-अपघट्य का कार्य करता है। इस सेल में एक U की आकृति की छिद्रित नली होती है जिसका प्रयोग कैथोड के रूप में किया जाता है। इस सेल में ग्रेफाइट की एक छड़ एनोड का कार्य करती है। इस सेल में एनोड तथा कैथोड के बीच सोडियम क्लोराइड का जलीय घोल भरा रहता है जो वैद्युत-अपघट्य (electrolyte) का कार्य करता है। वैद्युत-अपघट्य तथा कैथोड के बीच ऐस्वेस्टस का सरन्ध्र डायफ्राम (porous diaphragm) लगा होता है (चित्र 10.4)। इलेक्ट्रोडों के मध्य विद्युत प्रवाहित करने पर अग्रलिखित क्रियाएँ होती हैं—



चित्र 10.4 नेलसन सेल।



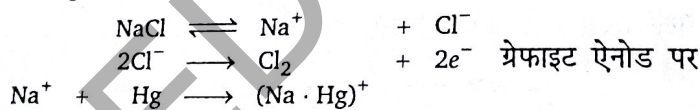
अभिक्रिया की पूर्ण एवं सन्तुलित समीकरण इस प्रकार है—  
 $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NaOH}$

सोडियम हाइड्रॉक्साइड विलयन छिद्रित कैथोड के नीचे रखे पात्र में एकत्रित होता रहता है। इस विलयन में सोडियम क्लोराइड अणु के रूप में होता है जिसे प्रभाजी क्रिस्टलन (fractional crystallisation) के द्वारा दूर कर देते हैं।

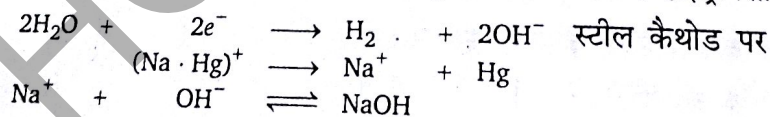
**2. कास्टनर-केलनर सेल (Castner-Kellner Cell)**—नेलसन सेल की भाँति इस सेल का प्रयोग भी सोडियम क्लोराइड के जलीय घोल के वैद्युत-अपघटन द्वारा सोडियम हाइड्रॉक्साइड के औद्योगिक निर्माण के लिए किया जाता है।

यह एक आयताकार बर्तन के आकार की होती है तथा इसके तीन भाग होते हैं। बीच वाले भाग में सोडियम हाइड्रॉक्साइड का तनु जलीय विलयन भरा रहता है तथा बाहर वाले दोनों भागों में सोडियम क्लोराइड का सान्द्र जलीय विलयन (ब्राइन) भरते हैं। बीच वाले भाग में लोहे की पट्टियों का बना कैथोड डाला जाता है तथा बाहर वाले भाग के विलयन में ग्रेफाइट की छड़ें डूबी रहती हैं जो एनोड का कार्य करती हैं। बर्तन के पेंदे पर मरकरी की एक परत (layer) बनी होती है, जो बर्तन के तीनों भागों के सम्पर्क में इस प्रकार रहती है कि इन भागों में भरे विलयन एक-दूसरे के सम्पर्क में नहीं आ पाते हैं। मरकरी की परत को एक उत्केन्द्रित पहिये की सहायता से घुमाया जा सकता है ताकि बायें तथा दायें कक्ष में निर्मित  $\text{Na}^+$  को मरकरी की परत की सहायता से समय-समय पर बीच के कक्ष में लाया जा सके (चित्र 10.5)।

बर्तन के बाहर वाले भागों में सोडियम क्लोराइड के आयनन के फलस्वरूप सोडियम आयन ( $\text{Na}^+$ ) तथा क्लोराइड आयन ( $\text{Cl}^-$ ) उपस्थित रहते हैं। इलेक्ट्रोडों के मध्य विद्युत प्रवाहित करने पर क्लोराइड आयन एनोड पर जाकर क्लोरीन गैस बनाते हैं।



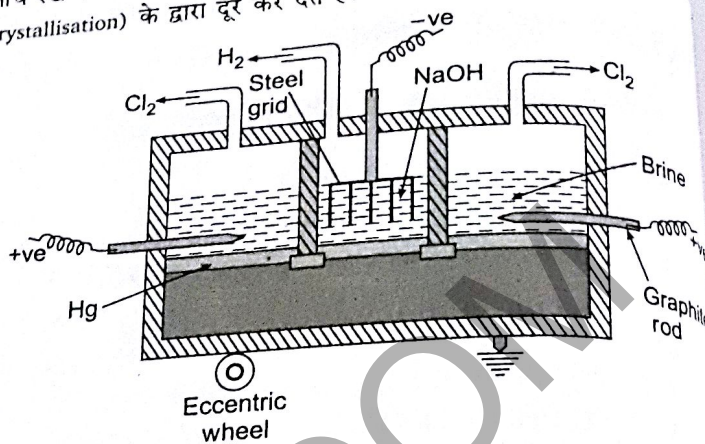
बर्तन के बीच वाले भाग में  $\text{H}_2\text{O}$  के अपचयन के फलस्वरूप हाइड्रोजन गैस तथा हाइड्रॉक्साइड आयन प्राप्त होते हैं। इस प्रकार बाहर वाले भागों में  $\text{Na}^+$  की अधिकता हो जाती है तथा बीच वाले भाग में  $\text{OH}^-$  की अधिकता हो जाती है। सोडियम आयन मरकरी की सतह के साथ-साथ बीच वाले भाग में पहुँचते हैं जहाँ ये हाइड्रॉक्साइड आयनों से संयुक्त होकर सोडियम हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं।



इस प्रकार बीच वाले भाग में सोडियम हाइड्रॉक्साइड की सान्द्रता बढ़ती रहती है। सोडियम हाइड्रॉक्साइड के सान्द्र विलयन को यथासमय बाहर निकाल लेते हैं। इस प्रकार इस सेल का उपयोग सोडियम हाइड्रॉक्साइड के औद्योगिक निर्माण के लिए किया जाता है।

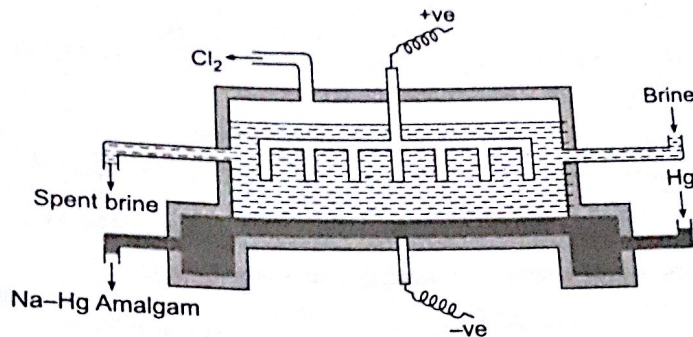
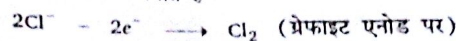
**3. सॉल्वे का द्रोणी सेल (Solvay's Trough Cell)**—यह सेल कास्टनर-केलनर सेल का संशोधित रूप है। इसमें ग्रेफाइट की छड़ें एनोड का तथा मरकरी की लगभग 1/3" मोटी सतह कैथोड का कार्य करती है। वैद्युत-अपघटन के दौरान मरकरी की सतह बर्तन के पेंदे पर एक ओर से दूसरी ओर धीरे-धीरे प्रवाहित होती रहती है। सेल में एक ओर से सोडियम क्लोराइड का घोल (ब्राइन) डालते रहते हैं तथा दूसरी ओर से प्रयुक्त घोल को इस प्रकार निकालते रहते हैं कि सेल में मरकरी तथा सोडियम क्लोराइड के प्रवाह की दिशा एक ही हो। सॉल्वे का द्रोणी सेल चित्र 10.6 में प्रदर्शित किया गया है।

**अभिक्रियाएँ**—सोडियम क्लोराइड के आयनन के फलस्वरूप सोडियम तथा क्लोराइड आयन प्राप्त होते हैं—  
 $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



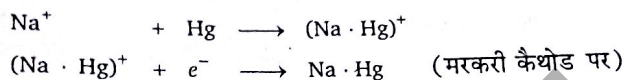
चित्र 10.5 कास्टनर-केलनर सेल।

क्लोराइड आयन एनोड पर जाकर क्लोरिन गैस बनाते हैं—

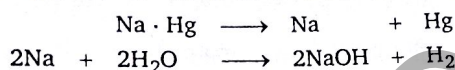


चित्र 10.6 सॉल्वे का द्रोणी सेल।

सोडियम आयन मरकरी के साथ एमलगम बनाते हैं—



सेल से प्राप्त सोडियम-मरकरी एमलगम की जल से क्रिया कराने पर सोडियम हाइड्रॉक्साइड प्राप्त हो जाता है—

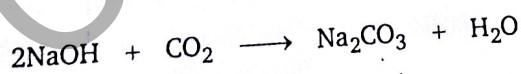


### [C] भौतिक गुण

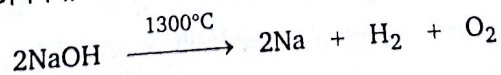
यह एक सफेद रंग का प्रस्वेद्य ठोस पदार्थ है। प्रस्वेद्य (deliquescent) होने के कारण यह वायु से जलवाष्प अवशोषित करके विलयन बनाने की प्रवृत्ति रखता है। अतः वायु में खुला छोड़ देने पर कुछ समय बाद इसकी सतह पर द्रव की बूँदें दिखाई पड़ती हैं। इसका गलनांक  $318.4^\circ\text{C}$  है। यह जल तथा ऐल्कोहॉल में विलेय है। इसे कॉस्टिक सोडा या दाहक सोडा भी कहते हैं। यह त्वचा पर फफोले (painful blisters) डाल देता है। इसका जलीय विलयन साबुन के घोल जैसा लगता है। यह एक प्रबल क्षार है।

### [D] रासायनिक गुण

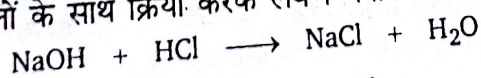
1. यह वायु में खुला रखने पर वायु की नमी तथा कार्बन डाइऑक्साइड को अवशोषित कर लेता है। वायु की जलवाष्प को अवशोषित करके यह सोडियम हाइड्रॉक्साइड का संतृप्त जलीय विलयन बनाता है तथा कार्बन डाइऑक्साइड को अवशोषित करके सोडियम कार्बोनेट बनाता है।



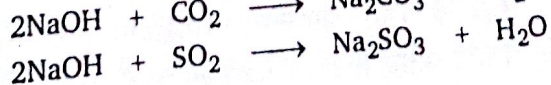
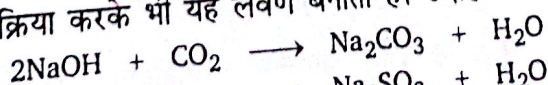
2. अत्यधिक गर्म करने पर अपने अवयवों में विच्छेदित हो जाता है।



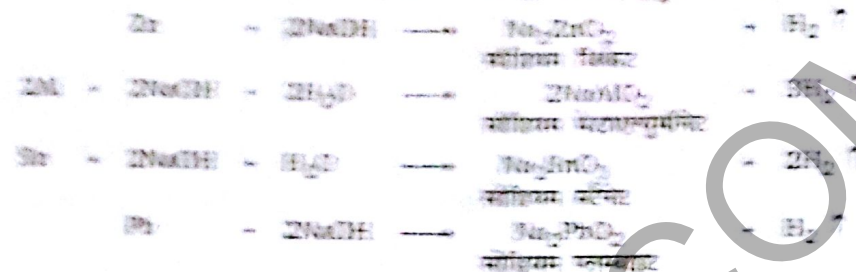
3. यह प्रबल क्षार है तथा अम्लों के साथ क्रिया करके लवण बनाता है। उदाहरणार्थ—



अम्लीय ऑक्साइडों के साथ क्रिया करके भी यह लवण बनाता है। उदाहरणार्थ—



4. कुछ धातुओं के साथ क्रिया करके यह उनके विलयन तैयार करता है तथा हाइड्रोजन गैस विस्थापित करता है। उदाहरणार्थ—



5. उष्ण तथा तनु NaOH विलयन क्लोरिन के साथ क्रिया करके सोडियम हाइपोक्लोराइट बनाता है।

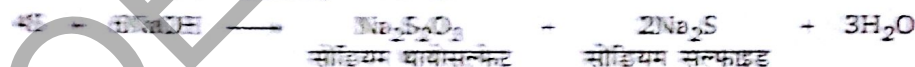


गर्म तथा सान्द्र NaOH विलयन क्लोरिन के साथ क्रिया करके सोडियम क्लोराइट बनाता है।



सोडियम हाइड्रोसल्फाइड को ब्रोमीन व आयोडिन से क्रिया क्लोरिन की भाँति ही होती है।

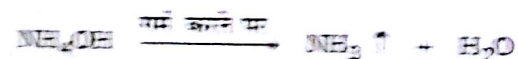
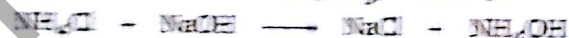
6. सल्फर के साथ गर्म करने पर यह सोडियम थायोसल्फेट (हाइपर) बनाता है।



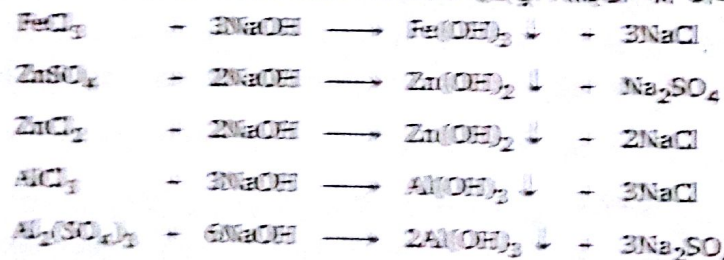
7. फॉस्फोरस के साथ गर्म करने पर यह सोडियम हाइपर-फॉस्फेट ( $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ ) तथा फॉस्फोन गैस ( $\text{PH}_3$ ) बनाता है।



8. अमोनियम लवणों के साथ गर्म करने पर यह अमोनिया गैस ( $\text{NH}_3$ ) बनाता है।



9. कुछ धातुओं के लवणों के साथ क्लोरीन विलयन में मिलाने पर उनके हाइड्रॉक्साइडों को अवक्षेपित कर देता है। उदाहरणार्थ—



जिंक तथा ऐल्युमीनियम के हाइड्रॉक्साइड अम्लीय व क्षारीय दोनों प्रकृतियों के हैं।

में प्राप्त उत्पाद गैस या अवक्षेप के रूप में पृथक् हो जाते हैं, अन्य उत्पादों के सम्पर्क में नहीं रहते हैं तथा अभिक्रिया विपरीत दिशा में नहीं हो पाती है।

### [E] उपयोग

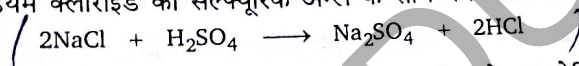
1. इसका उपयोग विभिन्न अकार्बनिक तथा कार्बनिक यौगिकों के बनाने में किया जाता है। उदाहरणार्थ— सोडालाइम, जिसमें NaOH व CaO का अनुपात 2 : 1 होता है, के रूप में इसका उपयोग वसीय अम्लों से ऐल्केन बनाने के लिए होता है। इसका उपयोग फॉस्फीन व हाइड्रोजन के निर्माण में भी होता है।
2. इसका उपयोग प्रयोगशाला में एक प्रमुख अभिकर्मक के रूप में किया जाता है।
3. इसका उपयोग बहुत-से उद्योगों में; जैसे—साबुन बनाने में, कागज बनाने में, सिल्क तथा रेयॉन बनाने में, पेट्रोलियम के शोधन में तथा रंजकों (dyes) के बनाने में किया जाता है।
4. इसका उपयोग कई पदार्थों के बनाने के बाद उनके शुद्धिकरण के लिये भी किया जाता है।

## 2. सोडियम कार्बोनेट (Sodium Carbonate), $\text{Na}_2\text{CO}_3$

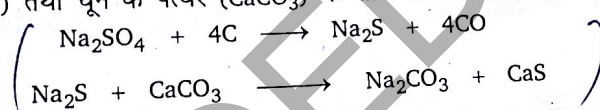
प्रकृति में यह 'सज्जी मिट्टी' तथा 'रेह' के रूप में पाया जाता है। इन पदार्थों में सोडियम कार्बोनेट की प्रतिशतता 20 से 50% तक होती है। इसके औद्योगिक निर्माण की दो विधियाँ प्रमुख हैं— (i) ली-ब्लॉक की विधि (Le-Blanc's method) तथा (ii) सॉल्वे की अमोनिया-सोडा विधि (Solvay's ammonia soda method)।

### [A] औद्योगिक निर्माण की ली-ब्लॉक की विधि

**सिद्धान्त**—इस विधि में सोडियम क्लोराइड को सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ गर्म करने पर सोडियम सल्फेट बनाया जाता है।

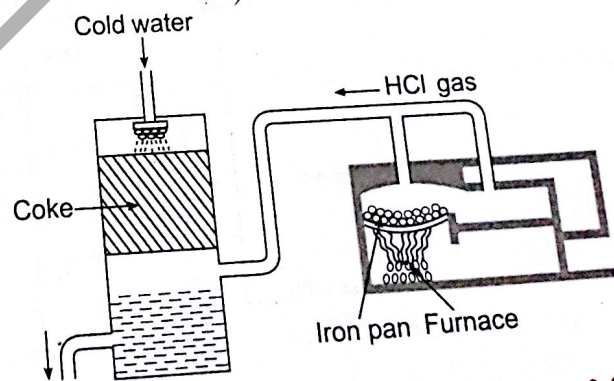
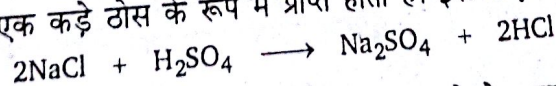


सोडियम सल्फेट को कार्बन (C) तथा चूने के पत्थर ( $\text{CaCO}_3$ ) के साथ गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट बन जाता है।



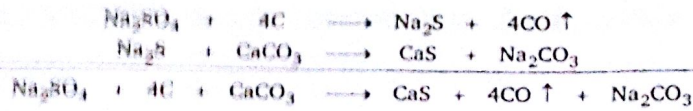
**विधि**—इस विधि में प्रयोग किये जाने वाला संयन्त्र चित्र 10.7 में प्रदर्शित किया गया है। इस विधि में प्रयुक्त होने वाले विभिन्न पद (steps) निम्नलिखित हैं—

(i) **साल्ट-केक बनाना**—लोहे के कड़ाहों में साधारण नमक (सोडियम क्लोराइड, NaCl) का जलीय विलयन (ब्राइन) तथा सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल की उचित मात्राएँ लेकर इस मिश्रण को गर्म किया जाता है। सोडियम क्लोराइड तथा सल्फ्यूरिक अम्ल की क्रिया से सोडियम सल्फेट बनता है तथा हाइड्रोजन क्लोराइड (HCl) की वाष्पें प्राप्त होती हैं। इस प्रकार प्राप्त HCl की वाष्पों को चित्रानुसार ठण्डे पानी में विलयित (dissolve) करके हाइड्रोक्लोरिक अम्ल बना लेते हैं। मिश्रण को अधिक गर्म करने पर सल्फ्यूरिक अम्ल की शेष मात्रा अपघटित होकर वाष्पों के रूप में अलग हो जाती है तथा सोडियम सल्फेट एक कड़े ठोस के रूप में प्राप्त होता है। इस कड़े ठोस को साल्ट-केक कहते हैं।



चित्र 10.7 सोडियम कार्बोनेट के औद्योगिक निर्माण की ली-ब्लॉक की विधि।

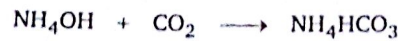
(ii) **काली राख बनाना**—साल्ट-केक को छोटे-छोटे टुकड़ों में तोड़कर चूने के पत्थर ( $\text{CaCO}_3$ ) और कोक (C) के साथ एक परिक्रमी (revolving) भट्टी में गर्म किया जाता है। इस भट्टी में निम्नलिखित अभिक्रियाएँ होती हैं तथा सोडियम कार्बोनेट बन जाता है। इस भट्टी से प्राप्त मिश्रण को काली राख कहते हैं।



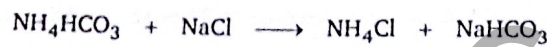
(ii) काली राख से सोडियम कार्बोनेट को पृथक् करना—काली राख में मुख्यतः सोडियम कार्बोनेट होता है परन्तु कोक, चूना-पत्थर, कैल्शियम सल्फाइड, आदि की अशुद्धियाँ भी होती हैं। इससे सोडियम कार्बोनेट प्राप्त करने के लिए इसे पानी में डालकर खूब खलबलाते (lixivate) हैं। ऐसा करने पर सोडियम कार्बोनेट जल में घुल जाता है तथा अशुद्धियाँ नीचे बैठ जाती हैं जिन्हें फिल्टरित करके अलग कर दिया जाता है। फिल्टरित विलयन का सान्द्रण करने से सोडियम कार्बोनेट के क्रिस्टल ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) प्राप्त हो जाते हैं।

### [B] औद्योगिक निर्माण की सॉल्वे की अमोनिया-सोडा विधि

सिद्धान्त—अमोनियम हाइड्रॉक्साइड विलयन में कार्बन डाइ-ऑक्साइड प्रवाहित करने पर अमोनियम बाइकार्बोनेट ( $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ) बनता है।

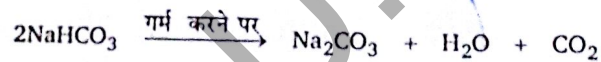


अमोनियम बाइकार्बोनेट की सोडियम क्लोराइड से क्रिया कराने पर अमोनियम क्लोराइड ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) तथा सोडियम बाइकार्बोनेट ( $\text{NaHCO}_3$ ) बनते हैं।

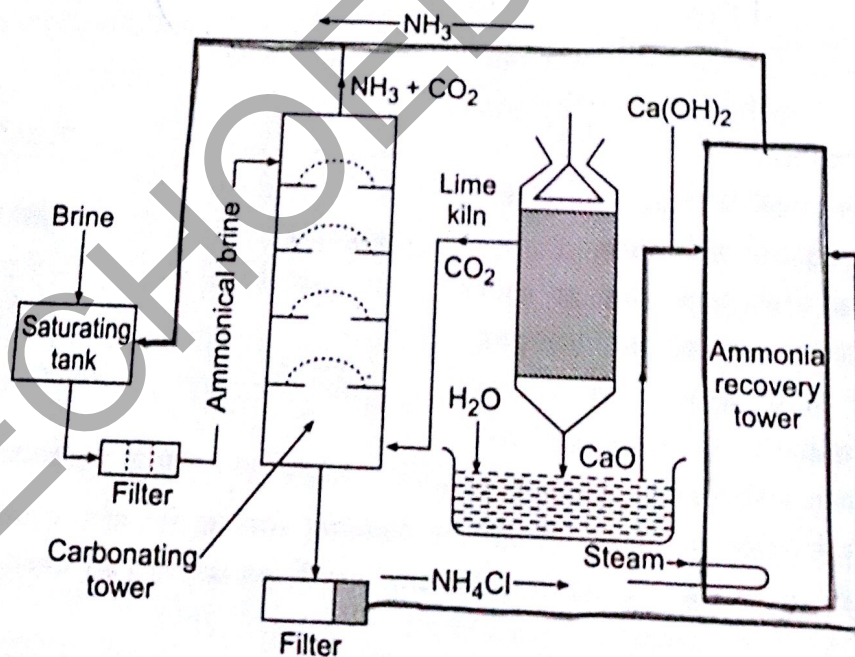


सोडियम बाइकार्बोनेट (सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट)  $\text{CO}_2$  के आधिक्य में जल में अल्प विलेय (sparingly soluble) है। इस कारण इसे छान कर विलयन से पृथक् कर लेते हैं।

इस प्रकार प्राप्त सोडियम बाइकार्बोनेट को गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट बन जाता है।



विधि—इस विधि में प्रयोग किये जाने वाला संयन्त्र चित्र 10.8 में प्रदर्शित किया गया है। इस विधि में प्रयुक्त होने वाले विभिन्न पद निम्नलिखित हैं—

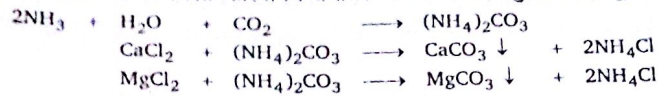


चित्र 10.8 सोडियम कार्बोनेट के औद्योगिक निर्माण की सॉल्वे की विधि।

(ii) ब्राइन को अमोनिया से संतृप्त करना—यह क्रिया संयन्त्र के जिस भाग में करायी जाती है, उसे संतृप्तकारी हौज (saturating tank) कहते हैं। संतृप्तकारी हौज में सोडियम क्लोराइड का संतृप्त जलीय विलयन (ब्राइन) भरा होता है। इसमें अमोनिया पुनः प्राप्ति स्तम्भ

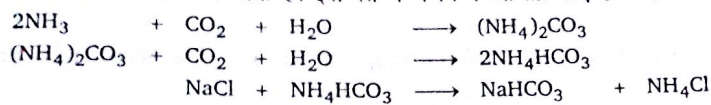
## 5-बॉक तत्व

से प्राप्त अमोनिया गैस प्रवाहित की जाती है। अमोनिया पुनः प्राप्ति स्तम्भ से अमोनिया के साथ कुछ कार्बन डाइऑक्साइड गैस भी प्राप्त होती है। यह कार्बन डाइऑक्साइड जल में मिली कैल्सियम तथा मैग्नीशियम की अशुद्धियों को दूर कर देती है।



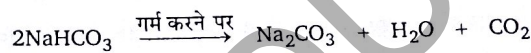
संतृप्तकारी हौज में भरे विलयन में अमोनिया प्रवाहित करने के बाद उसे फिल्टरित करके कार्बोनेटीकारक स्तम्भ में भेजा जाता है। संतृप्तकारी हौज से अमोनिया तथा सोडियम क्लोराइड का संतृप्त जलीय विलयन प्राप्त होता है।

(iii) कार्बोनेटीकरण (Carbonation)—यह क्रिया कार्बोनेटीकारक स्तम्भ (carbonating tower) में करायी जाती है। इस स्तम्भ में ऊपर की ओर से संतृप्तकारक हौज से प्राप्त अमोनियामय ब्राइन विलयन गिराया जाता है तथा नीचे की ओर से चूने के भट्टे से प्राप्त कार्बन डाइ-ऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाती है। इस स्तम्भ में निम्न अभिक्रियाएँ होती हैं—

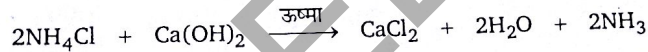


(iv) निर्वात-निस्यंदन (Vacuum Filtration)—कार्बोनेटीकारक स्तम्भ से प्राप्त विलयन को निर्वात पम्पों (vacuum pumps) की सहायता से छान लिया जाता है। कम विलेय सोडियम बाइकार्बोनेट अवशेष (residue) में प्राप्त होता है तथा फिल्टरित विलयन में मुख्यतः अमोनियम क्लोराइड होता है।

(iv) निस्तापन (Calcination)—निर्वात-निस्यंदन से प्राप्त ठोस पदार्थ को गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट प्राप्त हो जाता है।

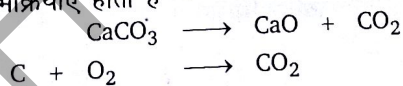


(v) अमोनिया पुनः प्राप्ति स्तम्भ (Ammonia Recovery Tower)—इस स्तम्भ में निर्वात-निस्यंदन से प्राप्त फिल्टरित विलयन, जिसमें अमोनियम क्लोराइड होता है तथा चूने के भट्टे से प्राप्त बुझे हुए चूने  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ , को मिलाकर गर्म किया जाता है।



अमोनियम क्लोराइड तथा कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड (बुझा हुआ चूना) की क्रिया से अमोनिया गैस प्राप्त होती है, जिसे संतृप्तकारक हौज में भेजा जाता है।

(vi) चूने का भट्टा (Lime Kiln)—चूने के भट्टे में चूने के पत्थर ( $\text{CaCO}_3$ ) तथा कोयले के मिश्रण को जलाया जाता है जिससे अधिक ताप उत्पन्न होता है तथा निम्न अभिक्रियाएँ होती हैं—



चूने के भट्टे से प्राप्त कार्बन डाइऑक्साइड गैस को कार्बोनेटीकारक स्तम्भ में प्रवाहित किया जाता है तथा चूने ( $\text{CaO}$ ) को जल में मिलाकर बुझा हुआ चूना बनाया जाता है, जो अमोनिया पुनः प्राप्ति स्तम्भ में भेजा जाता है।

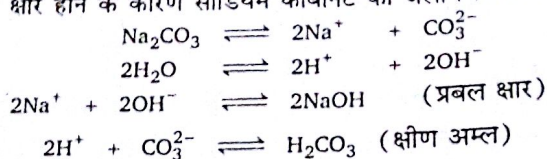
इस प्रक्रम में कच्चे पदार्थों (raw materials) के रूप में केवल ब्राइन ( $\text{NaCl}$  विलयन), चूने का पत्थर ( $\text{CaCO}_3$ ) तथा अमोनिया की आवश्यकता होती है। अतएव, यह प्रक्रम काफी सस्ता तथा स्वतः पूरित (self contained) होता है और इससे प्राप्त सोडियम कार्बोनेट पर्याप्त रूप से शुद्ध होता है। लेकिन, इस प्रक्रम का उपयोग पोटेशियम कार्बोनेट ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) के औद्योगिक निर्माण के लिए नहीं किया जा सकता क्योंकि पोटेशियम हाइड्रोजन कार्बोनेट ( $\text{KHCO}_3$ ) जल में विलेय है और  $\text{CO}_2$  की उपस्थिति में भी विलेय रहता है।

## [C] भौतिक गुण

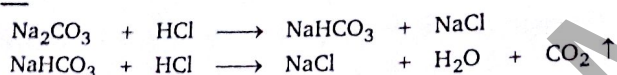
सोडियम कार्बोनेट ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) सफेद रंग का ठोस पदार्थ है। इसका गलनांक  $850^\circ\text{C}$  है। यह जल में विलेय है। इसके जलीय विलयन का सान्द्रण करने पर सोडियम कार्बोनेट के क्रिस्टल ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) प्राप्त हो जाते हैं। वायु में खुला रखने पर इसके क्रिस्टल जल का अधिकांश भाग वायुमण्डल में चला जाता है।  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  को सोडा ऐश (soda ash) तथा  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  को धावन सोडा (washing soda) भी कहते हैं।

**[D] रासायनिक गुण**

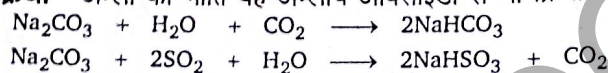
1. **क्षारीय गुण**—यह एक क्षारीय लवण है। जलीय विलयन में वियोजित होकर यह सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH) तथा कार्बोनेट अम्ल बनाता है। सोडियम हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षार होने के कारण सोडियम कार्बोनेट का जलीय विलयन क्षारीय होता है।



2. **अम्लों से क्रिया**—क्षारीय होने के कारण यह अम्लों से क्रिया करके उनके संगत (corresponding) लवण बनाता है। यह अभिक्रिया दो पदों में पूर्ण होती है। उदाहरणार्थ—

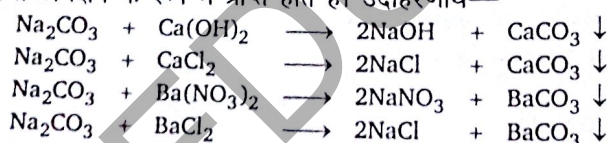


3. **अम्लीय ऑक्साइडों से क्रिया**—अम्लों की भाँति यह अम्लीय ऑक्साइडों से भी क्रिया करके लवण बनाता है। उदाहरणार्थ—

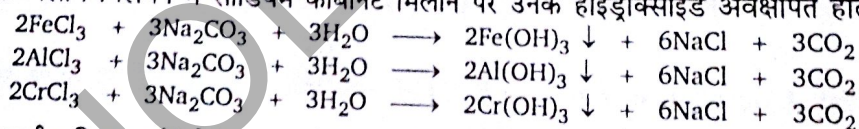


4. **ताप का प्रभाव**—सोडियम कार्बोनेट के क्रिस्टलों को गर्म करने पर क्रिस्टलन जल अलग हो जाता है। अधिक गर्म करने पर यह पिघल जाता है लेकिन अपघटित नहीं होता है।

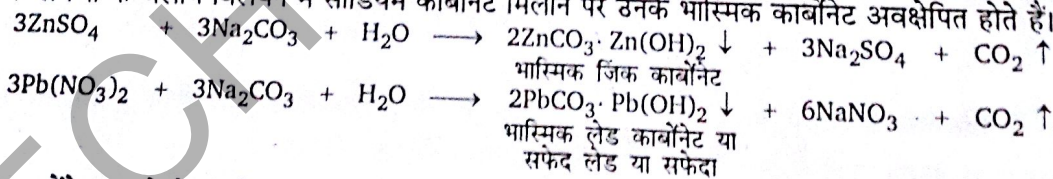
5. **धातवीय कार्बोनेटों का अवक्षेपण**—सोडियम कार्बोनेट विलयन को बुझे चूने (slaked lime) के साथ गर्म करने पर कैल्सियम कार्बोनेट अवक्षेपित होता है तथा सोडियम हाइड्रॉक्साइड प्राप्त होता है। अधिकांश धातुओं के लवणों के जलीय विलयनों में सोडियम कार्बोनेट मिलाने पर उन धातुओं के कार्बोनेट लवण प्राप्त होते हैं। क्षार धातुओं के कार्बोनेट तथा अमोनियम कार्बोनेट को छोड़कर अन्य सभी कार्बोनेट जल में अविलेय होते हैं तथा अवक्षेप के रूप में प्राप्त होते हैं। उदाहरणार्थ—



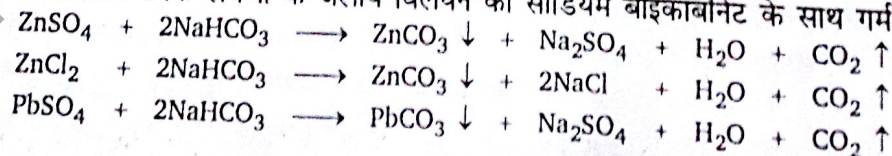
कुछ धातुओं के लवणों के जलीय विलयन में सोडियम कार्बोनेट मिलाने पर उनके हाइड्रॉक्साइड अवक्षेपित होते हैं। उदाहरणार्थ—



कुछ धातुओं के लवणों के जलीय विलयन में सोडियम कार्बोनेट मिलाने पर उनके भास्मिक कार्बोनेट अवक्षेपित होते हैं। उदाहरणार्थ—



इन धातुओं के कार्बोनेट बनाने के लिये उनके लवणों के जलीय विलयन को सोडियम बाइकार्बोनेट के साथ गर्म किया जाता है।

**[E] उपयोग**

इसके प्रमुख उपयोग निम्नलिखित हैं—

1. प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में,
2. कपड़े धोने में तथा साबुन बनाने में,
3. जल की कठोरता को दूर करने में,

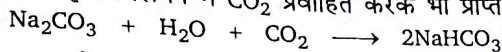
4. खाने का सोडा (बेकिंग सोडा,  $\text{NaHCO}_3$ ) बनाने में,
5. काँच तथा कागज उद्योगों में,
6. अनेक धातुओं के धातुकर्म में,
7. रंजकों (dyes) के बनाने में, आदि।

### 3. सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट (बेकिंग सोडा) (Sodium Hydrogen Carbonate or Baking Soda), $\text{NaHCO}_3$

#### [A] बनाने की विधि

यह सोडियम कार्बोनेट के सॉल्वे विधि से निर्माण प्रक्रम में एक मध्यस्थ उत्पाद के रूप में प्राप्त होता है और इस प्रक्रम से इसे प्राप्त किया जा सकता है।

इसे सोडियम कार्बोनेट के संतृप्त विलयन में  $\text{CO}_2$  प्रवाहित करके भी प्राप्त किया जा सकता है।

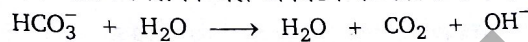


इस प्रकार बना सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट अवक्षेपित हो जाता है क्योंकि यह जल में कम विलेय है।

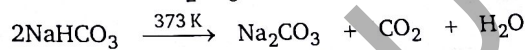
#### [B] गुण

(i) यह एक सफेद क्रिस्टलीय ठोस पदार्थ है।

(ii) यह जल में कम विलेय है। इसका जलीय विलयन जल अपघटन के कारण मन्द क्षारीय प्रकृति का होता है।



(iii) 373 K पर गर्म किये जाने पर यह वियोजित होकर  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  तथा  $\text{CO}_2$  देता है।



इस गुण के कारण इसका उपयोग बेकिंग पाउडर (baking powder) के एक घटक के रूप में किया जाता है। गर्म करने पर उत्सर्जित कार्बन डाइऑक्साइड खाद्य पदार्थों (जैसे— केक, पेस्ट्री आदि) में छिद्र उत्पन्न कर देती है और उन्हें हल्का तथा फूला हुआ (fluffy) बना देती है।

#### [C] उपयोग

- (i) यह बेकिंग सोडा के रूप में भोजन बनाने में प्रयोग किया जाता है।
- (ii) त्वचा रोगों के लिए इसका उपयोग दबाइयों में किया जाता है।
- (iii) अग्नि शमन यन्त्रों में इसका उपयोग किया जाता है।
- (iv) शीतल पेय पदार्थों में भी इसका उपयोग किया जाता है।
- (v) प्रयोगशाला में इसका उपयोग एक अभिकर्मक के रूप में किया जाता है।

### 4. साधारण नमक (Common Salt) या सोडियम क्लोराइड, $\text{NaCl}$

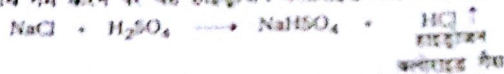
**बनाने की विधि**—साधारण नमक मुख्यतः समुद्र के जल से प्राप्त किया जाता है। समुद्र के जल से साधारण नमक प्राप्त करने के लिए सर्वप्रथम समुद्र के जल को गर्म करके वाष्पीकृत करते हैं। गर्म व सान्द्र जल को ठण्डा करने पर उसमें से सोडियम क्लोराइड के क्रिस्टल पृथक् हो जाते हैं। इन क्रिस्टलों को छानकर अलग कर लेते हैं। इस प्रकार प्राप्त सोडियम क्लोराइड में अल्प मात्रा में  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$  तथा अन्य विलेय लवण भी उपस्थित होते हैं। इस प्रकार प्राप्त अशुद्ध नमक के सान्द्र विलयन में  $\text{HCl}$  गैस प्रवाहित करने पर शुद्ध नमक अवक्षेपित हो जाता है।

#### प्रमुख गुणधर्म

1. यह एक रंगहीन क्रिस्टलीय ठोस पदार्थ है। यह जल में विलेय है।

2. साधारणतया साधारण नमक में कैल्शियम व मैग्नीशियम लवण अल्प मात्रा में उपस्थित रहते हैं तथा इस कारण यह आर्द्रता (hygroscopic) होता है तथा वर्षा ऋतु में गीला हो जाता है।

3. सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ गर्म करने पर यह हाइड्रोजन क्लोराइड गैस बनाता है।



4. सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन में सिल्वर नाइट्रेट विलयन मिलाने पर सिल्वर क्लोराइड का सफेद अवक्षेप प्राप्त होता है।



### उपयोग

1. साधारण नमक भोजन का एक आवश्यक अवयव है।
2. इसका उपयोग अचार, मांस आदि के परिरक्षक (preservative) के रूप में भी होता है।
3. यह साबुन के निर्माण में भी काम आता है।
4. बर्फ में सोडियम क्लोराइड मिलाने पर प्राप्त मिश्रण हिम-मिश्रण कहलाता है, जिसका उपयोग 0°C से कम ताप उत्पन्न करने के लिए किया जाता है।
5. इसका उपयोग अनेक अन्य यौगिकों, जैसे—HCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> तथा NaOH के निर्माण में किया जाता है।

## 10.6 सोडियम तथा पोटेशियम का जैविक महत्त्व (Biological Importance of Na and K)

सोडियम तथा पोटेशियम जैव तन्त्रों में महत्वपूर्ण भूमिका निभाते हैं। इनके जैविक महत्त्व का संक्षिप्त विवरण निम्न है—

### [A] सोडियम का जैविक महत्त्व

सोडियम हमारे शरीर के लिए अत्यन्त आवश्यक तत्व है। सामान्यतः 70 kg भार वाले एक व्यक्ति के शरीर में लगभग 90 g सोडियम उपस्थित रहता है। यह सोडियम कोशिका के बाहरी और स्थित रक्तप्लाज्मा में उपस्थित द्रव में स्थित रहता है।

सोडियम आयन मानव शरीर में अनेक कार्य करते हैं। ये कोशिका झिल्ली (cell membrane) में जल के प्रवाह को नियन्त्रित करते हैं। ये कोशिका में शर्करा तथा एमीनो अम्लों के प्रवाह को भी नियन्त्रित करते हैं। इसके अतिरिक्त ये तन्त्रिकाओं में संकेतों को प्रेषित करने के लिए भी उत्तरदायी हैं।

### [B] पोटेशियम का जैविक महत्त्व

सामान्यतः 70 kg के व्यक्ति के शरीर में लगभग 170 ग्राम पोटेशियम उपस्थित रहता है। यह कोशिका द्रव्य में प्रचुर मात्रा में पाया जाता है। कोशिका द्रव्य में यह अनेक एन्जाइमों को सक्रिय बनाता है तथा ग्लूकोज के ऑक्सीकरण में भाग लेता है। यह अभिक्रिया शरीर को ऊर्जा प्रदान करती है। सोडियम आयनों के साथ मिलकर यह तन्त्रिका संकेतों (Nerve signals) के संचरण में भाग लेता है।

## 10.7 वर्ग-2 (वर्ग-II A) तत्व : क्षारीय मृदा धातुएँ

[Group 2 (Group II A) Elements : Alkaline Earth Metals]

आवर्त-सारणी के वर्ग-2 में छः तत्व उपस्थित हैं। ये बेरिलियम (Be), मैग्नीशियम (Mg), कैल्शियम (Ca), स्ट्रॉन्शियम (Sr), बेरियम (Ba) तथा रेडियम (Ra) हैं। अन्तिम तत्व, रेडियम, रेडियोएक्टिव है। इन तत्वों को सामूहिक रूप से क्षारीय मृदा धातुएँ (Alkaline earth metals) कहा जाता है। यह नाम प्रारम्भ में Ca, Sr तथा Ba के लिए दिया गया था क्योंकि इन तत्वों के ऑक्साइड्स क्षारीय थे तथा ये पृथ्वी की सतह में पाये जाते थे। आजकल, वर्ग-2 में उपस्थित सभी तत्वों को क्षारीय मृदा धातुएँ कहते हैं।

### [A] प्रकृति में प्राप्ति (Occurrence in Nature)

क्षारीय मृदा धातुएँ भी अत्यन्त क्रियाशील होती हैं तथा ये प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं मिलती हैं। ये प्रकृति में संयुक्तावस्था में कार्बोनेट्स, सल्फेट्स, सिलिकेट्स तथा फॉस्फेट्स के रूप में प्राप्त होती हैं।

इस वर्ग के प्रथम तत्व बेरिलियम की प्रकृति में उपलब्धता 51वें स्थान पर है। यह मुख्यतः बेरिल ( $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ), क्राइसोबेरिल ( $\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ ), फीनासाइट ( $\text{Be}_2\text{SiO}_4$ ) आदि के रूप में पाया जाता है। प्रकृति में मैग्नीशियम छटा (Six) सबसे अधिक पाया जाने वाला तत्व है। यह मैग्नेसाइट ( $\text{MgCO}_3$ ), डोलोमाइट ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ), एपसोमाइट ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ), कार्नेलाइट ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) आदि के रूप में मिलता है। यह समुद्री जल में 0.13% मात्रा में क्लोराइड तथा सल्फेट के रूप में पाया जाता है।

कैल्सियम प्रकृति में 5वाँ सबसे अधिक पाया जाने वाला तत्व है। इसके महत्वपूर्ण अयस्क जिप्सम ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), एनहाइड्राइट ( $\text{CaSO}_4$ ), फ्लोरस्पायर ( $\text{CaF}_2$ ), फॉस्फोराइट [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ], लाइम स्टोन ( $\text{CaCO}_3$ ) आदि हैं।

स्ट्रॉन्शियम तथा बेरियम प्रकृति में कम मात्रा में उपलब्ध हैं। स्ट्रॉन्शियम के मुख्य अयस्क स्ट्रान्शियोनाइट ( $\text{SrCO}_3$ ) तथा सैलेशटाइन ( $\text{SrSO}_4$ ) हैं जबकि बेरियम के मुख्य अयस्कों में बेराइट्स ( $\text{BaSO}_4$ ) तथा बिथेराइट ( $\text{BaCO}_3$ ) हैं।

वर्ग का अन्तिम तत्व, रेडियम एक रेडियोएक्टिव तत्व है तथा यह अत्यन्त ही दुर्लभ है।

## [B] क्षारीय मृदा धातुओं के सामान्य लक्षण (General Characteristics of Alkaline Earth Metals)

क्षारीय मृदा धातुओं के सामान्य लक्षण निम्नलिखित हैं—

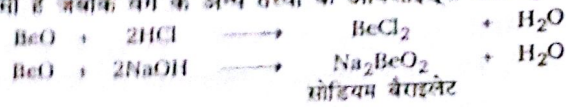
### 1. इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास (Electronic Configuration)

क्षारीय मृदा धातुएँ आवर्त-सारणी के s-ब्लॉक में स्थित हैं। इन तत्वों में संयोजी इलेक्ट्रॉन, संयोजी कोश के s-उपकोश में प्रवेश करते हैं। इनके संयोजी कोश के s-उपकोश में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं तथा इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $ns^2$  प्रकार का होता है, जहाँ  $n$  बाहरी अथवा संयोजी कोश को प्रदर्शित करता है। इन तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास सारणी 10.3 में दिये गये हैं।

सारणी 10.3 क्षारीय मृदा धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास

Element	Symbol	Atomic number	Electronic configuration	Brief representation of electronic configuration
---------	--------	---------------	--------------------------	--

- (ii) वर्ग के अन्य तत्वों की तुलना में इसके गलनांक तथा क्वथनांक अधिक होते हैं।  
 (iii) बेरिलियम के यौगिक मुख्यतः सह-संयोजी जबकि अन्य तत्वों के यौगिक मुख्यतः आयनिक होते हैं।  
 (iv) यह प्रबल तप्त पर भी जल को विघटित नहीं करता है जबकि वर्ग के अन्य तत्व ऐसा करते हैं।  
 (v) यह अम्लों से क्रिया करके हाइड्रोजन उत्सर्जित नहीं करता है जबकि इस वर्ग के अन्य तत्व ऐसा करते हैं।  
 (vi) इसका ऑक्साइड, BeO उभयधर्मी है जबकि वर्ग के अन्य तत्वों के ऑक्साइड्स की प्रकृति भौस्मिक होती है।



(vii) बेरिलियम अपने यौगिकों में अधिकतम उपसह-संयोजी संख्या 4 प्रदर्शित करता है जबकि वर्ग के अन्य तत्वों के यौगिकों में अधिकतम उपसह-संयोजी संख्या 6 प्राप्त होती है। ऐसा इसलिए है कि बेरिलियम के संयोजी कोश में रिक्त *d*-ऑर्बिटल नहीं होते हैं। वर्ग के अन्य तत्व में रिक्त *d*-ऑर्बिटल होते हैं, जिनका प्रयोग वे उपसहसंयोजी संख्या 6 को प्राप्त करने के लिए करते हैं।

### 3. बेरिलियम तथा एल्युमीनियम के बीच समानता (विकर्ण सम्बन्ध)

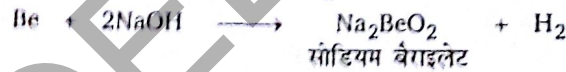
(Resemblance between Beryllium and Aluminium (Diagonal Relationship))

आवर्त-सारणी में बेरिलियम (द्वितीय आवर्त का तत्व) तथा एल्युमीनियम (तीसरे आवर्त का तत्व) एक-दूसरे से विकर्ण-विपरीत रूप में विभक्त होते हैं। अतः दोनों तत्व विकर्ण-सम्बन्ध प्रदर्शित करते हैं और कई गुणों में समानताएँ भी प्रदर्शित करते हैं। बेरिलियम तथा एल्युमीनियम के मध्य विकर्ण-सम्बन्ध का मुख्य कारण इनके आवेश/त्रिज्या अनुपात हैं।  $\text{Be}^{2+}$  आयन का आवेश/त्रिज्या अनुपात  $\text{Al}^{3+}$  आयन के लगभग समान ही है।

बेरिलियम तथा एल्युमीनियम के बीच समानता के महत्वपूर्ण बिन्दु निम्नलिखित हैं—

- (i) बेरिलियम की विद्युतरूपतात्मकता (1.57) है, जो कि एल्युमीनियम की विद्युतरूपतात्मकता (1.5) के लगभग समान है।  
 (ii) बेरिलियम तथा एल्युमीनियम दोनों ही अम्लों के आक्रमण के प्रति प्रतिरोधी होते हैं। ऐसा इसलिए है कि ये दोनों अपनी सतह पर एक रक्षात्मक ऑक्साइड परत का निर्माण करते हैं। ये दोनों सान्द्र  $\text{HNO}_3$  के साथ क्रिया कराने पर भी ऐसी ही रक्षात्मक ऑक्साइड परत का निर्माण करते हैं और अक्रियाशील (passive) हो जाते हैं।

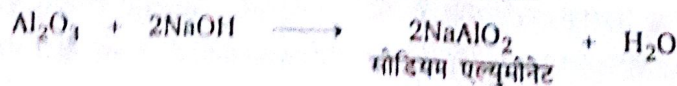
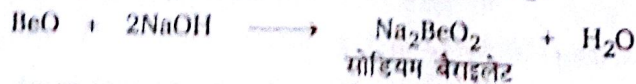
- (iii) दोनों तत्व क्षारों में घुलकर विलेय जटिल यौगिक बनाते हैं तथा  $\text{H}_2$  गैस उत्सर्जित करते हैं।



- (iv) दोनों धातुएँ सह-संयोजी यौगिकों को बनाने की प्रबल प्रवृत्ति रखती हैं। उदाहरण के लिए, दोनों धातुओं के क्लोराइड अर्थात्  $\text{BeCl}_2$  तथा  $\text{AlCl}_3$  मुख्यतः सह-संयोजी होते हैं तथा कार्बनिक विलायकों में विलेय होते हैं।

- (v) इन धातुओं के ऑक्साइड्स BeO तथा  $\text{Al}_2\text{O}_3$  कठोर तथा उच्च गलनांक वाले ठोस होते हैं।

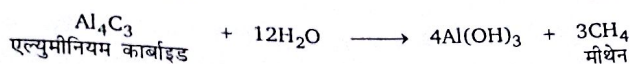
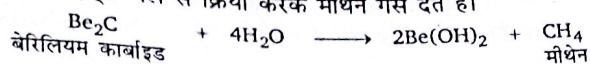
- (vi) Be तथा Al के ऑक्साइड्स तथा हाइड्रॉक्साइड्स उभयधर्मी हैं तथा अम्लों और क्षारों दोनों में ही घुलनशील होते हैं।



- (vii) बेरिलियम का क्लोराइड अर्थात्  $\text{BeCl}_2$  सह-संयोजी है तथा इसकी संरचना सेतु बहुलक संरचना होती है। इसी प्रकार  $\text{BeCl}_2$  की तरह ही, एल्युमीनियम का क्लोराइड अर्थात्  $\text{AlCl}_3$  भी सह-संयोजी होता है और सेतु द्विलक ( $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ ) के रूप में प्राप्त होता है। दोनों क्लोराइड्स प्रबल लुईस अम्ल (Lewis acids) हैं तथा कार्बनिक विलायकों में विलेय हैं।

5-वॉक तत्त्व

(viii) Be तथा Al दोनों के कार्बाइड्स जल से क्रिया करके मीथेन गैस देते हैं।



(ix) बेरिलियम तथा एल्युमीनियम दोनों ही विलयन में फ्लोरो जटिल ऋणायन,  $\text{BeF}_4^{2-}$  तथा  $\text{AlF}_6^{3-}$  बनाते हैं।

### [C] क्षारीय मृदा धातुओं के भौतिक गुण (Physical Properties of Alkaline Earth Metals)

क्षारीय मृदा धातुओं के कुछ महत्वपूर्ण भौतिक नियतांक सारणी 10.4 में दिये गये हैं।

सारणी 10.4 वर्ग-2 (क्षारीय मृदा धातुएँ) के भौतिक गुण

Properties	Elements					
	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra (Radioactive)
Atomic number	4	12	20	38	56	88
Atomic mass	9.01	24.31	40.08	87.62	137.33	226.03
Atomic radius* (pm)	112	160	197	215	222	—
Ionic radius** (pm)	27	72	100	118	135	148
Density (g cm <sup>-3</sup> ) (at 298 K)	1.85	1.74	1.55	2.63	3.62	5.5
Melting point (K)	1560	920	1112	1041	1000	973
Boiling point (K)	2770	1378	1767	1654	2123	1800 (uncertain)
First ionisation enthalpy (kJ mol <sup>-1</sup> )	899	737	590	549	503	509
Second ionisation enthalpy (kJ mol <sup>-1</sup> )	1757	1450	1146	1064	965	979
Electronegativity (Pauling scale)	1.57	1.31	1.00	0.95	0.89	0.9
E° (V) at 298 K	-1.70	-2.37	-2.87	-2.89	-2.90	-2.92
[For $\text{M}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{M}(\text{s})$ ]						
Hydration energy (kJ mol <sup>-1</sup> )	-2385	-1920	-1650	-1480	-1380	—
Abundance in earth's crust (ppm)	2	27640	46668	384	390	10 <sup>-6</sup>

क्षारीय मृदा धातुओं के महत्वपूर्ण भौतिक गुणों का विवेचन निम्न प्रकार है—

1. **भौतिक अवस्था (Physical State)**— क्षारीय मृदा धातुएँ सफेद, आघातवर्धनीय, तन्य तथा धात्विक चमक युक्त होती हैं। ये क्षार धातुओं से अधिक कठोर होती हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कठोरता घटती है।

2. **परमाणु तथा आयनिक त्रिज्या (Atomic and Ionic Radius)**— क्षारीय मृदा धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ काफी अधिक होती हैं किन्तु ये क्षार धातुओं की तुलना में छोटी होती हैं। Be से Ra तक जाने पर परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ बढ़ती हैं।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं पर अधिक नाभिकीय आवेश होता है। इसलिये इनमें इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर अधिक आकर्षित होते हैं और इलेक्ट्रॉन मेघ नाभिक की ओर आकर्षित हो जाता है। इसी कारण क्षारीय मृदा धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याओं से छोटी होती हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर प्रत्येक तत्त्व में एक नया इलेक्ट्रॉन कोश जुड़ता है तथा नाभिकीय आवेश में भी वृद्धि होती है। नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण आकार में कमी की तुलना में नये इलेक्ट्रॉन कोश के जुड़ने के कारण परमाणु अथवा आयन के आकार में वृद्धि अधिक प्रभावशाली होती है जिसके कारण Be से Ra की ओर जाने पर परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याओं में वृद्धि होती है।

\* Metallic radius (coordination number = 12) for all elements except Ba for which coordination number is 8.  
 \*\* Values for coordination number 6 except for  $\text{Be}^{2+}$  for which coordination number is 4.

**3. घनत्व (Density)—** क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के घनत्व अधिक होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इन तत्वों के घनत्व में नियमित क्रमिक परिवर्तन नहीं होता है। इनके घनत्व Be से Ca तक पहले तो घटते हैं किन्तु बाद में यह Ca से Ra तक तेजी से बढ़ते हैं।

**स्पष्टीकरण (Explanation)—** क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के परमाणु तथा आयन छोटे तथा भारी होते हैं। छोटे आकार के कारण, ये जालक में अधिक संवृत संकुलित रहते हैं। यही कारण है कि क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के घनत्व अधिक होते हैं। इन तत्वों के घनत्व में असामान्य परिवर्तन सम्भवतः इनकी क्रिस्टलीय संरचना में परिवर्तन के कारण होता है।

**4. गलनांक तथा क्वथनांक (Melting and Boiling Points)—** क्षार धातुओं की तुलना में इनके गलनांक तथा क्वथनांक काफी उच्च होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इनके गलनांक तथा क्वथनांक में कोई क्रमिक परिवर्तन प्रदर्शित नहीं होता है।

**स्पष्टीकरण (Explanation)—** छोटे आकार के कारण क्षारीय मृदा धातुओं के परमाणु तथा आयन अपने जालक में प्रभावी रूप से संकुलित रहते हैं। इसके अतिरिक्त, क्षारीय मृदा धातुओं के संयोजी कोश में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं जबकि क्षार धातुओं के संयोजी कोश में मात्र एक ही इलेक्ट्रॉन होता है। संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या अधिक होने के कारण शक्तिशाली धात्विक बन्धों का निर्माण होता है। यही कारण है कि क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के गलनांक तथा क्वथनांक अधिक होते हैं।

**5. आयनन एन्थैल्पी अथवा आयनन ऊर्जा (Ionisation Enthalpy or Ionisation Energy)—** क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन एन्थैल्पी अथवा आयनन ऊर्जाएँ निम्नलिखित व्यवहार प्रदर्शित करती हैं—

(a) **क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन ऊर्जाएँ काफी कम होती हैं किन्तु ये क्षार धातुओं की तुलना में अधिक होती हैं।**

**स्पष्टीकरण (Explanation)—** समान आवर्त के अन्य सततकारी तत्वों की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं की कम आयनन ऊर्जाओं को इनके परमाणुओं के आकार के आधार पर समझा जा सकता है। कम नाभिकीय आवेश तथा बड़े परमाणु आकार के कारण संयोजी इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक कम आकर्षण बल आरोपित करता है। यही कारण है कि इन धातुओं की आयनन ऊर्जाओं के मान कम होते हैं।

क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं की प्रथम आयनन ऊर्जा अधिक होती है। ऐसा इसलिए होता है क्योंकि क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के आकार कम होते हैं तथा नाभिकीय आवेश अधिक होता है।

(b) **वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन ऊर्जाएँ घटती हैं।**

**स्पष्टीकरण (Explanation)—** वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर प्रत्येक तत्व में एक इलेक्ट्रॉन कोश के जुड़ने से परमाणु-आकार में वृद्धि होती है तथा नाभिकीय आवेश में भी वृद्धि होती है किन्तु आन्तरिक इलेक्ट्रॉनों के आवरण प्रभाव में वृद्धि के कारण नाभिकीय आवेश में वृद्धि सन्तुलित हो जाती है। इस प्रकार, प्रभावी नाभिकीय आवेश घट जाता है तथा संयोजी इलेक्ट्रॉन कम नाभिकीय आकर्षण का अनुभव करते हैं। फलस्वरूप, Be से Ba तक जाने पर आयनन ऊर्जाओं के मान घटते हैं।

(c) **क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जा के मान बहुत कम होते हैं।** यह तथ्य प्रथम आयनन ऊर्जा के मानों की प्रवृत्ति के विपरीत है, जैसा कि निम्नलिखित आँकड़ों से स्पष्ट है—

s-ब्लॉक तत्व

6. विद्युतऋणात्मकता (Electronegativity)— क्षारीय मृदा धातुओं की विद्युतऋणात्मकता के मान कम होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता घटती है। क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुएँ अधिक विद्युतऋणात्मक होती हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation)— क्षारीय मृदा धातुओं के बड़े आकार तथा कम नाभिकीय आवेश के कारण इनमें विद्युतऋणात्मकता के मान कम होते हैं। चूँकि वर्ग में नीचे जाने पर परमाणु का आकार बढ़ता है अतः Be से Ra तक विद्युतऋणात्मकता घटती है। चूँकि क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं की परमाणु त्रिज्याएँ कम होती हैं अतः क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुएँ अधिक विद्युतऋणात्मक होती हैं।

7. विद्युत-धनात्मक गुण (धात्विक गुण) [Electropositive Character (Metallic Character)]— क्षारीय मृदा धातुएँ बहुत अधिक विद्युतधनात्मक होती हैं। इसीलिए इनमें काफी अधिक धात्विक गुण होता है। किन्तु क्षार धातुओं की तुलना में ये कम विद्युत-धनात्मक होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर, क्षारीय मृदा धातुओं के विद्युतधनात्मक गुण अथवा धात्विक गुण बढ़ते हैं।

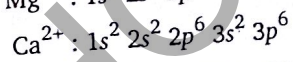
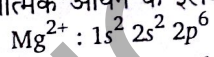
स्पष्टीकरण (Explanation)— क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन ऊर्जा के मान कम होते हैं जिसके कारण ये दोनों संयोजी इलेक्ट्रॉनों को आसानी से त्यागकर द्विधनात्मक आयन बना सकते हैं। इसी कारण ये अधिक विद्युतधनात्मक गुण प्रदर्शित करते हैं। चूँकि क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन ऊर्जा अधिक होती है अतएव क्षार धातुओं की तुलना में इनके इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति कम होती है। यही कारण है कि क्षार धातुओं की तुलना में ये कम विद्युतधनात्मक होते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु त्रिज्या बढ़ने के कारण आयनन ऊर्जा घटती है। इसीलिए संयोजी इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति भी बढ़ती है। अतः Be से Ra तक विद्युतधनात्मक गुणों में वृद्धि होती है।

8. द्विधनात्मक आयन ( $M^{2+}$ ) बनाने की प्रवृत्ति (Tendency to Form Dipositive,  $M^{2+}$  Ions)— क्षारीय मृदा धातुएँ, ठोस अवस्था तथा जलीय विलयन दोनों में ही द्विधनात्मक बनाने की प्रबल प्रवृत्ति रखती हैं।

सारणी 10.4 में दिये गये आँकड़ों से स्पष्ट है कि क्षारीय मृदा धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जा के मान प्रथम आयनन ऊर्जा के मान से अधिक होते हैं। इसलिए, आयनन ऊर्जाओं के मान के आधार पर  $M^{2+}$  आयन बनने की तुलना में एकल धनात्मक आयन ( $M^+$ ) बनने की प्रायिकता अधिक होनी चाहिए अर्थात् क्षारीय मृदा धातुओं को +2 आयनों की तुलना में +1 आयनों का निर्माण करना चाहिए, किन्तु यह सत्य नहीं है। क्षारीय मृदा धातुओं की सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था +2 होती है तथा ये सदैव द्विधनात्मक आयन; जैसे— $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$  आदि का निर्माण करते हैं। इस अपसामान्य व्यवहार की व्याख्या निम्न प्रकार से की जा सकती है—

स्पष्टीकरण (Explanation)— क्षारीय मृदा धातुओं के +2 ऑक्सीकरण अवस्था में आयन बनाने की प्रवृत्ति निम्नलिखित कारणों से होती है—

(i) क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयन के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास आदर्श गैसों के स्थायी विन्यासों के समान होते हैं। जैसे—

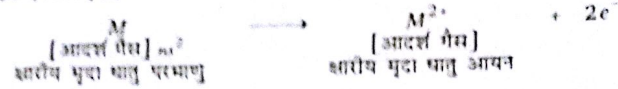


(ii) ठोस अवस्था में (In the solid state), द्विधनात्मक आयन एकल धनात्मक आयनों से अधिक मजबूत जालकों का निर्माण करते हैं। यह इस तथ्य से स्पष्ट है कि, एकसंयोजी धनायनों की तुलना में द्विसंयोजी धनायन युक्त यौगिकों की जालक ऊर्जाएँ काफी अधिक होती हैं। जालक ऊर्जा वास्तव में किसी आयनिक क्रिस्टल के एक मोल की उसके संगठक धनायनों व ऋणायनों से सम्भवन में उत्सर्जित ऊर्जा होती है। अतएव द्विधनात्मक क्षारीय मृदा धातु आयनों युक्त एक आयनिक यौगिक के निर्माण में काफी अधिक मात्रा में ऊर्जा उत्सर्जित होती है। इस उत्सर्जित ऊर्जा की मात्रा संगत क्षारीय मृदा धातु की द्वितीय आयनन ऊर्जा से अधिक होती है और उसे सन्तुलित करने में सक्षम होती है। इस प्रकार ठोस अवस्था में क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयनों का निर्माण तथा उनका अस्तित्व जालक ऊर्जाओं के उच्च मानों के कारण ही होता है।

(iii) जलीय विलयन में (In aqueous solution), द्विधनात्मक आयनों का निर्माण एवं अस्तित्व उनकी एकल धनात्मक आयनों की तुलना में अधिक जलयोजन ऊर्जा (hydration energy) के कारण होता है।

क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयनों के आवेश/आकार अनुपात काफी अधिक होते हैं और जल में अपने चारों ओर स्थित जल अणुओं के ऑक्सीजन पर प्रबल वैद्युतस्थैतिक आकर्षण आरोपित करते हैं। इस प्रकार द्विधनात्मक आयन सघन रूप से जलयोजित हो जाते हैं। जलयोजन (hydration) की प्रक्रिया में भारी मात्रा में ऊर्जा [जलयोजन ऊर्जा (hydration energy)] का उत्सर्जन होता है। यह ऊर्जा संगत धातु परमाणु की द्वितीय आयनन ऊर्जा से अधिक होती है और उसे सन्तुलित कर सकती है। इस प्रकार जलीय विलयन में क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयनों का निर्माण एवं अस्तित्व उनकी उच्च जलयोजन ऊर्जा के कारण होता है।

9. द्विधनात्मक आयनों की प्रकृति (Nature of Dipositive Ions)— क्षारीय मृदा धातुएँ अपने परमाणुओं से दो इलेक्ट्रॉनों के त्यागकर द्विधनात्मक आयन बनाती हैं। इसलिए  $M^{2+}$  आयन स्थायी आदर्श गैस विन्यास रखते हैं।



इसमें उपस्थित सभी इलेक्ट्रॉन युग्मित होते हैं। सभी युग्मित इलेक्ट्रॉनों के कारण क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयन रंगहीन तथा प्रतिचुम्बकीय (diamagnetic) होते हैं।

10. ज्वाला-रंग (Flame colouration)— बेरिलियम तथा मैग्नीशियम के अतिरिक्त क्षारीय मृदा धातुएँ तथा उनके लवण ज्वाला को विशेष रंग प्रदान करते हैं। ये रंग निम्न प्रकार हैं—

कैल्शियम : ईंट जैसा लाल रंग (brick red), बेरियम : सेब जैसा हरा रंग (apple green)

स्ट्रॉन्शियम : गहरा लाल या किरमिजी (crimson), रेडियम : किरमिजी (crimson)

स्पष्टीकरण (Explanation)— जब किसी क्षारीय मृदा धातु अथवा उसके लवण को अप्रकाशमान ज्वाला (non-luminous flame) में गर्म किया जाता है तब इलेक्ट्रॉन उत्तेजित होकर उच्च ऊर्जा स्तर में चले जाते हैं। यह उत्तेजित अवस्था अल्पकालीन (short lived) होती है तथा कुछ समय बाद इलेक्ट्रॉन अपनी सामान्य अवस्था में लौट आते हैं। इस प्रक्रिया में ये दृश्य क्षेत्र में विशेष तरंगदैर्घ्य के विकिरण को उत्सर्जित करते हैं और इस प्रकार ज्वाला में विशेष रंग प्रदर्शित करते हैं।

बेरिलियम तथा मैग्नीशियम परमाणुओं का आकार छोटा होता है। इसलिये इनके इलेक्ट्रॉन नाभिक से बहुत मजबूती से बँधे होते हैं, अतः इन्हें उच्च ऊर्जा स्तर में उत्तेजित होने के लिए बहुत अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। ज्वाला की ऊर्जा इस उद्देश्य के लिए पर्याप्त नहीं होती है। यही कारण है कि ज्वाला में गर्म करने पर बेरिलियम तथा मैग्नीशियम कोई रंग प्रदर्शित नहीं करते हैं।

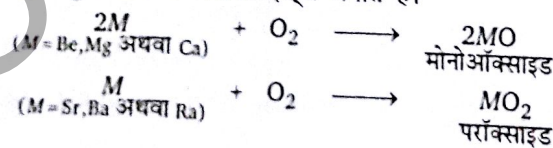
### [D] क्षारीय मृदा-धातुओं के रासायनिक गुण (Chemical Properties of Alkaline Earth Metals)

क्षारीय मृदा धातुएँ अत्यन्त क्रियाशील होती हैं, किन्तु इनकी क्रियाशीलता क्षार धातुओं से कम होती है। इन तत्त्वों की अधिक क्रियाशीलता इनकी कम आयनन ऊर्जा के कारण होती है। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं की क्रियाशीलता बढ़ती जाती है।

इन तत्त्वों के महत्वपूर्ण रासायनिक गुण निम्नलिखित हैं—

1. वायु से क्रिया (Action of Air)— अधिक क्रियाशीलता के कारण ये तत्त्व वायुमण्डलीय वायु के द्वारा ऑक्सीकृत हो जाते हैं। Be तथा Mg कम क्रियाशील होने के कारण वायु के द्वारा अधिक प्रभावित नहीं होते हैं। Ca तथा Sr वायु में आसानी से मलिन (tarnish) हो जाते हैं जबकि वायु में खुला छोड़ने पर Ba लगभग जलने लगता है।

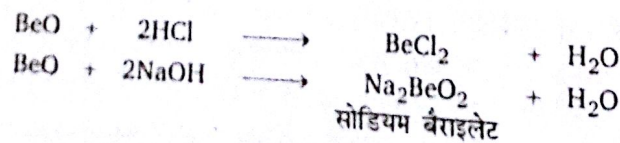
2. ऑक्सीजन से क्रिया (ऑक्साइड्स तथा परॉक्साइड्स का बनना) [Reaction with Oxygen (Formation of Oxides and Peroxides)]— Be, Mg तथा Ca ऑक्सीजन के साथ क्रिया करके MO प्रकार के ऑक्साइड्स बनाते हैं, जबकि Sr, Ba तथा Ra ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलकर  $MO_2$  प्रकार के परॉक्साइड्स बनाते हैं।



वर्ग में नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं की ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता में वृद्धि होती है।

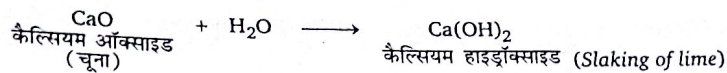
ऑक्साइड्स के लक्षण (Characteristics of Oxides)— क्षारीय मृदा धातुओं के ऑक्साइड्स के महत्वपूर्ण लक्षण निम्न हैं—

(i) क्षारीय गुण (Basic Character)— बेरिलियम ऑक्साइड, BeO की प्रकृति उभयधर्मी होती है तथा यह अम्लों और क्षारों दोनों से क्रिया करता है।



अन्य तत्वों के ऑक्साइड्स भास्मिक होते हैं।  $MgO$  कम भास्मिक,  $CaO$  कुछ अधिक भास्मिक जबकि  $SrO$  तथा  $BaO$  बहुत अधिक भास्मिक होते हैं। इस प्रकार वर्ग में नीचे जाने पर, क्षारीय मृदा धातुओं के ऑक्साइड्स के भास्मिक गुणों में वृद्धि होती है।

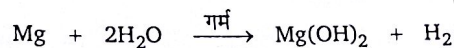
(ii) जल में विलेयता (Solubility in Water)—  $BeO$  तथा  $MgO$  जल में अघुलनशील होते हैं जबकि अन्य ऑक्साइड्स जल में घुलकर हाइड्रॉक्साइड्स देते हैं। जैसे—



(iii) स्थायित्व (Stability)— अधिक जालक ऊर्जाओं के कारण इन धातुओं के ऑक्साइड्स अत्यन्त स्थायी होते हैं।

(iv) क्रिस्टलीय संरचना (Crystal Structure)—  $BeO$  उपसह-संयोजी संख्या 4 युक्त एक सह-संयोजी जालक का निर्माण करता है तथा यह अत्यन्त ही कठोर ठोस है। यह इतना कठोर है कि क्वार्ट्ज को भी खरोच सकता है। अन्य धातुओं के ऑक्साइड्स  $NaCl$  प्रकार का जालक बनाते हैं, जिनमें उपसह-संयोजी संख्या (coordination number) का मान 6 होता है।

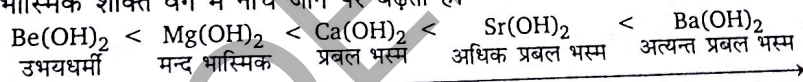
3. जल से अभिक्रिया (Reaction with Water) [हाइड्रॉक्साइड्स का निर्माण (Formation of Hydroxides)]— क्षारीय मृदा धातुएँ (बेरिलियम को छोड़कर) जल के साथ क्रिया करके संगत हाइड्रॉक्साइड्स बनाते हैं तथा हाइड्रोजन उत्सर्जित करते हैं। बेरिलियम गर्म जल के साथ भी क्रिया नहीं करता है।  $Mg$  गर्म जल अथवा भाप के साथ क्रिया करता है जबकि अन्य धातुएँ ठण्डे जल से ही क्रिया कर सकती हैं।



इस प्रकार वर्ग में नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं की जल के प्रति क्रियाशीलता में वृद्धि होती है। किन्तु फिर भी क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुएँ जल के प्रति कम क्रियाशील होती हैं।

हाइड्रॉक्साइड्स के लक्षण (Characteristics of Hydroxides)— इन तत्वों के हाइड्रॉक्साइडों के मुख्य लक्षण निम्न हैं—

(i) भास्मिक गुण (Basic Character)—  $Be(OH)_2$  को छोड़कर अन्य सभी क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स की प्रकृति भास्मिक होती है तथा इनकी भास्मिक शक्ति वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ती है।



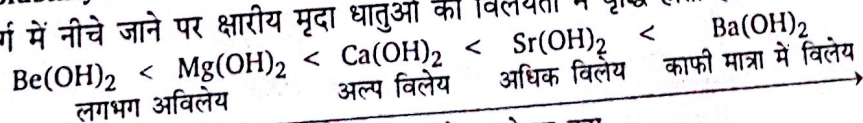
हाइड्रॉक्साइड्स की भास्मिक शक्ति बढ़ने का क्रम

किन्तु क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइडों की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड कम भास्मिक होते हैं।

स्पष्टीकरण (Explanation)— किसी हाइड्रॉक्साइड की भास्मिक शक्ति विलयन में उसके वियोजन से प्राप्त  $OH^-$  आयनों की संख्या पर निर्भर करती है। वियोजन प्रक्रिया में हाइड्रॉक्साइड में उपस्थित  $M-OH$  बन्ध टूटता है। क्षारीय मृदा धातुओं के कम आयनन विभव तथा इनके आयनों के बड़े आकार के कारण हाइड्रॉक्साइड्स में उपस्थित  $M-OH$  बन्ध दुर्बल होते हैं तथा आसानी से टूटकर  $OH^-$  आयन देते हैं। यही कारण है इनके हाइड्रॉक्साइड्स भास्मिक गुण प्रदर्शित करते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन ऊर्जाएँ घटती हैं तथा आयनों के आकार में निरन्तर वृद्धि होती है। ये कारक  $M-O$  बन्ध की शक्ति को निरन्तर घटाते हैं। इसलिए वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर हाइड्रॉक्साइड्स की प्रबलता बढ़ती है।

क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स के  $M-O$  बन्ध और भी अधिक दुर्बल होते हैं क्योंकि इनके आयनन विभव कम होते हैं तथा आयनों का आकार बड़ा होता है। यही कारण है कि क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स की तुलना में क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स अधिक प्रबल भस्म होते हैं।

(ii) जल में विलेयता (Solubility in Water)— क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स जल में कम विलेय होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं की विलेयता में वृद्धि होती है।



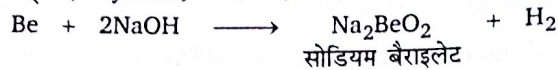
जल में विलेयता के बढ़ने का क्रम

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— वर्ग में नीचे जाने पर आयनों के आकार में सतत रूप से वृद्धि होती है। अतः Be से Ba की ओर जाने पर जालक ऊर्जा तथा जलयोजन ऊर्जा दोनों में ही कमी आती है किन्तु जलयोजन ऊर्जा की तुलना में जालक ऊर्जा में अधिक कमी आती है। इसलिये वर्ग में नीचे जाने पर विलयन की एन्थैल्पी ( $\Delta_{\text{विलयन}} H = \Delta_{\text{जलयोजन}} H - \Delta_{\text{जालक}} H$ ) अधिक ऋणात्मक होती जाती है। यही कारण है कि वर्ग में नीचे जाने पर क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड्स की घुलनशीलता बढ़ती है।

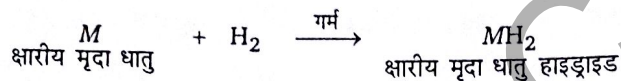
**4. अम्लों से अभिक्रिया (Reaction with Acids)**— क्षारीय मृदा धातुएँ तनु अम्लों से क्रिया करके संगत लवण बनाती हैं तथा हाइड्रोजन गैस देती हैं। उदाहरणार्थ—



**5. क्षारों से अभिक्रिया (Reaction with Alkalis)**— बेरिलियम के अतिरिक्त अन्य कोई क्षारीय मृदा धातु किसी क्षार से क्रिया नहीं करती है। बेरिलियम क्षार में घुलकर बैराइलेट्स (Beryllates) बनाता है। उदाहरणार्थ—

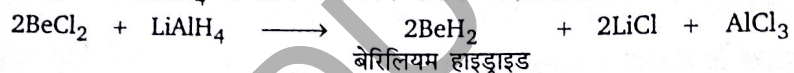


**6. हाइड्रोजन से अभिक्रिया (Reaction with Hydrogen) [हाइड्राइड्स का निर्माण (Formation of Hydrides)]**— बेरिलियम के अतिरिक्त अन्य सभी क्षारीय मृदा धातुएँ गर्म करने पर हाइड्रोजन से क्रिया करके  $\text{MH}_2$  प्रकार के हाइड्राइड्स का निर्माण करती हैं।



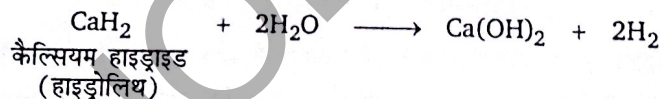
( $M = \text{Mg, Ca, Sr}$  अथवा  $\text{Ba}$ )

बेरिलियम हाइड्राइड को बेरिलियम क्लोराइड का  $\text{LiAlH}_4$  के साथ अपचयन कराने पर प्राप्त किया जा सकता है।

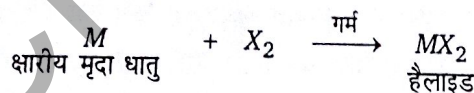


**हाइड्राइड्स के लक्षण (Characteristics of Hydrides)**—  $\text{BeH}_2$  मुख्यतः सह-संयोजी जबकि  $\text{MgH}_2$  आंशिक आयनिक तथा आंशिक सह-संयोजी होता है।  $\text{Ca, Sr}$  तथा  $\text{Ba}$  के हाइड्राइड्स मुख्यतः आयनिक होते हैं।

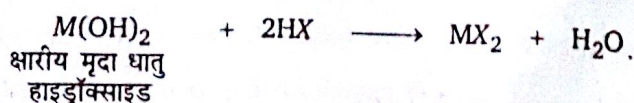
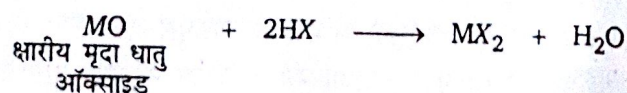
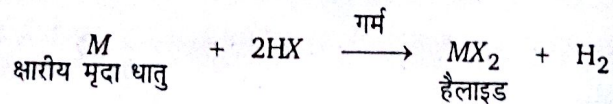
क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्राइड्स अत्यन्त क्रियाशील होते हैं। ये जल के साथ प्रबल रूप से क्रिया करके हाइड्रोजन के उत्सर्जन के साथ संगत हाइड्रॉक्साइड्स बनाते हैं। उदाहरणार्थ—



**7. हैलाइड्स (Halides)**— क्षारीय मृदा धातुएँ उच्च ताप पर हैलोजनों के साथ क्रिया करके  $\text{MX}_2$  प्रकार के हैलाइड्स बनाती हैं।

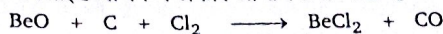


इन धातुओं के हैलाइड्स को इनके ऑक्साइड्स, हाइड्रॉक्साइड्स तथा कार्बोनेट्स पर हैलोजन अम्ल की क्रिया के द्वारा भी प्राप्त किया जा सकता है।



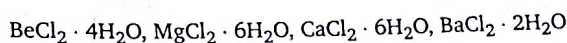


बेरिलियम क्लोराइड को प्रायः इसके ऑक्साइड से निम्न प्रकार प्राप्त किया जाता है—

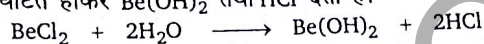


**हैलाइड्स के लक्षण (Characteristics of Halides)**— क्षारीय मृदा धातुओं के हैलाइड्स के कुछ महत्वपूर्ण लक्षण निम्नलिखित हैं—

- (i) बेरिलियम हैलाइड्स सह-संयोजी प्रकृति के जबकि अन्य सभी क्षारीय मृदा धातुओं के हैलाइड्स आयनिक प्रकृति के होते हैं।
- (ii)  $\text{BeCl}_2$  सह-संयोजी लक्षणों के कारण कम गलनांक युक्त वाष्पशील ठोस होता है। अन्य सभी क्षारीय मृदा धातुओं के हैलाइड्स अपनी आयनिक प्रकृति के कारण उच्च गलनांक वाले अवाष्पशील ठोस होते हैं।
- (iii) सह-संयोजी लक्षणों के कारण बेरिलियम हैलाइड्स जल में कम घुलनशील किन्तु कार्बनिक विलायकों में शीघ्र घुलनशील होते हैं। अन्य क्षारीय मृदा धातुओं के हैलाइड्स जल में आसानी से घुलनशील होते हैं।
- (iv) सभी क्षारीय मृदा धातुओं के निर्जल (anhydrous) हैलाइड्स की प्रकृति आर्द्रताग्राही (hygroscopic) होती है तथा ये हाइड्रेट्स बनाते हैं। जैसे—

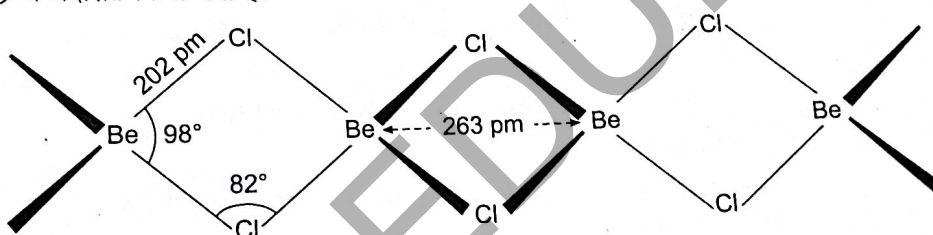


- (v)  $\text{BeCl}_2$  आसानी से जल में जल-अपघटित होकर  $\text{Be(OH)}_2$  तथा  $\text{HCl}$  देता है।



इसी गुण के कारण बेरिलियम क्लोराइड नम वायु में धूम (fumes) देता है।

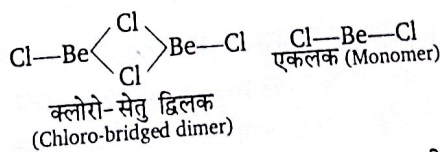
**$\text{BeCl}_2$  की संरचना (Structure of  $\text{BeCl}_2$ )**— ठोस अवस्था में बेरिलियम क्लोराइड की संरचना बहुलकीय शृंखला जैसी होती है, जैसा कि चित्र 10.9 में प्रदर्शित किया गया है।



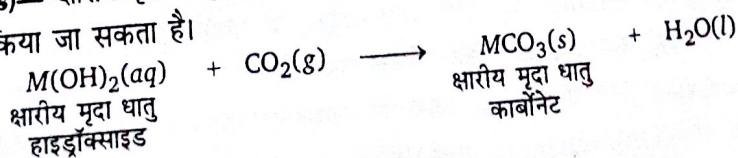
चित्र 10.9 ठोस प्रावस्था में  $\text{BeCl}_2$  की बहुलकीय संरचना।

इस संरचना में प्रत्येक बेरिलियम परमाणु चतुष्फलकीय रूप में चार क्लोरीन परमाणुओं के द्वारा घिरा होता है।  $\text{BeCl}_2$  अणु की बहुलक संरचना इस अणु की इलेक्ट्रॉन न्यून प्रकृति (electron deficient nature) के कारण होती है। ( $\text{BeCl}_2$  अणु में बेरिलियम परमाणु के पास मात्र 4 इलेक्ट्रॉन होते हैं।)

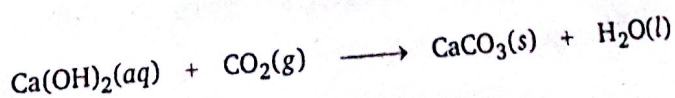
वाष्प प्रावस्था में  $\text{BeCl}_2$  एक क्लोरो-सेतु द्विलक (chloro-bridged dimer) के रूप में पाया जाता है, जो 1200 K पर वियोजित होकर रेखीय एकलक देता है।



**8. कार्बोनेट्स (Carbonates)**— क्षारीय मृदा धातुएँ  $\text{MCO}_3$  प्रकार के कार्बोनेट्स बनाती हैं। इन्हें संगत हाइड्रॉक्साइड्स के विलयन में  $\text{CO}_2$  गैस को प्रवाहित कर प्राप्त किया जा सकता है।



उदाहरणार्थ—

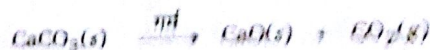


**कार्बोनेट्स के लक्षण (Characteristics of Carbonates)**— क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट्स के महत्वपूर्ण लक्षण निम्न हैं—

(i) जल में विलेयता (Solubility in Water)— क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट्स जल में बहुत अधिक विलेय नहीं होते। वे नीचे जाने पर जल में इनकी विलेयता घटती है।  $\text{BeCO}_3$  जल में अल्प विलेय जबकि  $\text{BaCO}_3$  लगभग अविलेय होता है। जल में जाने पर विलेयता में काफी जलघोजन ऊर्जा में कमी के कारण होती है।

(ii) ऊष्मीय स्थायित्व (Thermal Stability)— क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट्स गर्म करने पर अपने अविच्छिन्न रूप में  $\text{CO}_2$  गैस उत्पन्न करते हैं।

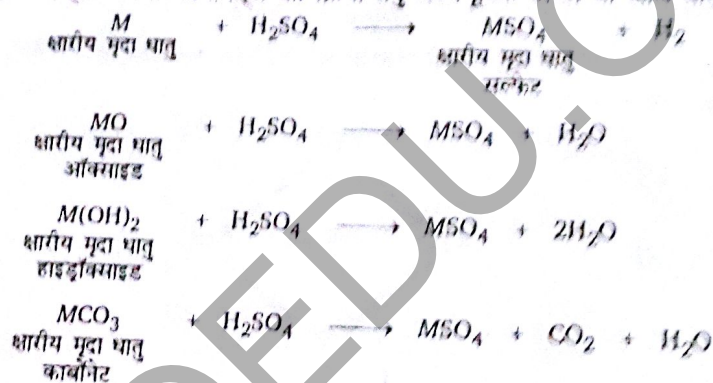
उदाहरणार्थ—



वर्ग में नीचे जाने पर इन कार्बोनेट्स का ऊष्मीय स्थायित्व बढ़ता है। यह इनके नीचे दिये गये विघटन ताप (Decomposition temperature) से स्पष्ट है।

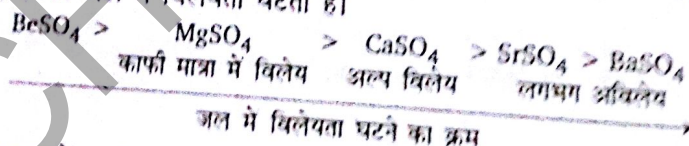
कार्बोनेट्स :	$\text{BeCO}_3$	$\text{MgCO}_3$	$\text{CaCO}_3$	$\text{SrCO}_3$	$\text{BaCO}_3$
विघटन ताप (K) :	<300	813	1173	1563	1633

**9. सल्फेट्स (Sulphates)**— क्षारीय मृदा धातुओं  $\text{MSO}_4$  प्रकार के सल्फेट्स का निर्माण करती हैं। इन्हें प्राप्त करने के लिए धातुओं अथवा उनके ऑक्साइड्स, हाइड्रॉक्साइड्स अथवा कार्बोनेट्स की क्रिया तनु सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ कारगर होती है।



**सल्फेट्स के लक्षण (Characteristics of Sulphates)**— क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट्स के महत्वपूर्ण लक्षण निम्न हैं—

(i) जल में विलेयता (Solubility in Water)— संगत क्षार धातु सल्फेट्स की तुलना में क्षारीय मृदा धातु सल्फेट्स जल में अल्प विलेय होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर, इनकी जल में विलेयता घटती है।



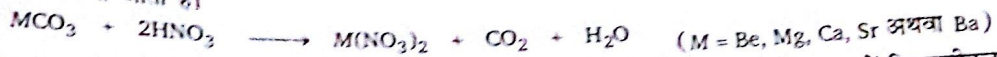
क्षार धातुओं के सल्फेट्स की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट्स की जालक ऊर्जाएँ अधिक होती हैं। इसी कारण क्षार धातुओं के सल्फेट्स की तुलना में, क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट्स जल में अल्प विलेय होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर धनायनों के आकार में वृद्धि के कारण, जलघोजन ऊर्जा घटती है जबकि जालक ऊर्जा अधिक परिवर्तित नहीं होती है। इसीलिए,  $\text{BeSO}_4$  से  $\text{BaSO}_4$  की ओर जाने पर सल्फेट्स की विलेयता घटती है।

(ii) ऊष्मीय स्थायित्व (Thermal Stability)— क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट्स ऊष्मा के प्रति स्थायी होते हैं तथा गर्म करने पर आसानी से विघटित नहीं होते हैं। इसका कारण इनकी उच्च जालक ऊर्जा है।

**10. ऑक्जलेट्स (Oxalates)**— ये तत्त्व  $\text{MC}_2\text{O}_4$  प्रकार के ऑक्जलेट बनाते हैं। बेरिलियम ऑक्जलेट जल में अत्यधिक विलेय है जबकि मैग्नीशियम ऑक्जलेट अपेक्षाकृत कम विलेय होता है।  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$  तथा  $\text{Ba}$  के ऑक्जलेट्स थोड़ी मात्रा में विलेय होते हैं किन्तु इनकी विलेयता  $\text{Ca}$  से  $\text{Ba}$  तक बढ़ती है।

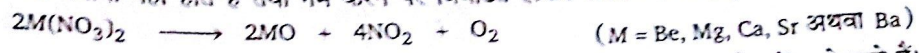
5-ब्रोमिड लव

**11. नाइट्रेट्स (Nitrates)**— इन तत्वों के नाइट्रेट्स के निर्माण के लिए इनके कार्बोनेट्स की क्रिया नाइट्रिक अम्ल से करायी जाती है तथा बाद में इनका क्रिस्टलीकरण किया जाता है।



मैग्नीशियम नाइट्रेट,  $Mg(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$  के रूप में क्रिस्टलीकृत होता है जबकि बेरियम नाइट्रेट निर्जल लवण के रूप में क्रिस्टलीकृत होता है।

क्षारीय मृदा धातुओं के नाइट्रेट्स अधिक स्थायी नहीं होते हैं तथा गर्म करने पर विघटित होकर संगत ऑक्साइड्स देते हैं।



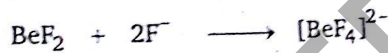
Sr तथा Ba के नाइट्रेट्स अग्नि-तकनीक (pyro-techniques) में लाल और हरे रंग की ज्वाला उत्पन्न करने हेतु प्रयोग में लाये जाते हैं।

**12. अपचायक लक्षण (Reducing Character)**— क्षारीय मृदा धातुएँ अपचायक गुण प्रदर्शित करती हैं किन्तु ये क्षार धातुओं की तुलना में दुर्बल अपचायक हैं। इनके अपचायक गुण वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ते हैं।

**स्पष्टीकरण (Explanation)**— जैसा कि पहले बताया गया है कि अपने बड़े आकार तथा निम्न आयनन ऊर्जा के कारण क्षारीय मृदा धातुएँ अपने संयोजी कोश से इलेक्ट्रॉनों को त्यागकर द्विधनात्मक आयनों का निर्माण करने की प्रवृत्ति रखती हैं। इसी कारण ये अपचायक गुण प्रदर्शित करती हैं किन्तु इनकी इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति क्षार धातुओं से कम होती है। अतएव क्षार धातुओं की तुलना में क्षारीय मृदा धातुएँ दुर्बल अपचायक होती हैं।

**13. जटिल यौगिक (Complex Compounds)**— क्षारीय मृदा धातुएँ जटिल यौगिकों को बनाने की प्रवृत्ति रखती हैं। यह प्रवृत्ति वर्ग में नीचे जाने पर घटती है। किसी धनायन के द्वारा जटिल यौगिकों का निर्माण उसके लघु आकार तथा अधिक आवेश घनत्व पर निर्भर करता है। यही कारण है कि Be तथा Mg जटिल यौगिकों को बनाने की अधिक प्रवृत्ति रखते हैं क्योंकि इनके आयन लघु तथा उच्च आवेश युक्त होते हैं। पौधों का हरे रंग का पदार्थ क्लोरोफिल (chlorophyll) मैग्नीशियम का एक महत्वपूर्ण जटिल यौगिक है तथा प्रकाश-संश्लेषण (photosynthesis) की क्रिया में महत्वपूर्ण भूमिका निभाता है।

बेरिलियम निम्न प्रकार से टेट्राफ्लोरो जटिल यौगिक बनाता है—



## 10.7 क्षारीय मृदा धातुओं के उपयोग (Uses of Alkaline Earth Metals)

धात्विक बेरिलियम का उपयोग X-किरण नलिका की खिड़कियाँ बनाने में किया जाता है। यह कई मिश्रधातुओं के बनाने में भी प्रयोग किया जाता है। कॉपर-बेरिलियम मिश्रधातुओं का प्रयोग उच्च शक्ति के स्प्रिंग बनाने में किया जाता है।

मैग्नीशियम, चूर्ण तथा फीते (ribbon) के रूप में, तीव्र प्रकाश उत्पन्न करने वाले बल्ब, तीव्र प्रकाश चूर्ण, प्रकाश उत्पन्न करने वाले बल्ब तथा सूचना-संकेतों में उपयोग में लाया जाता है। यह एल्युमीनियम, जिंक, मैंगनीज तथा टिन के साथ मिश्रधातुएँ बनाता है। Mg-Al मिश्रधातुएँ अत्यन्त हल्की तथा शक्तिशाली होती हैं एवं इनका उपयोग एअर-क्राफ्ट बनाने में होता है। मैग्नीशियम हाइड्रॉक्साइड का जलीय निलम्बन (aqueous suspension) मिल्क ऑफ मैग्नीशिया के नाम से जाना जाता है तथा इसका उपयोग औषधि में अम्लरोधी (antacid) के रूप में किया जाता है। मैग्नीशियम कार्बोनेट दन्त-पेस्ट (tooth-paste) बनाने में प्रयोग होता है।

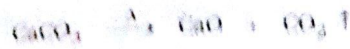
कैल्सियम का उपयोग ऑक्साइड्स से धातुओं के निष्कर्षण में अपचायक के रूप में किया जाता है। कैल्सियम तथा बेरियम धातुओं का उपयोग प्रायः निर्वात नलिकाओं से वायु को हटाने के लिए किया जाता है क्योंकि ये उच्च ताप पर ऑक्सीजन तथा नाइट्रोजन से क्रिया करते हैं। रेडियम लवणों का उपयोग कैंसर रोग के उपचार के लिये प्रयुक्त रेडियोथैरेपी (radiotherapy) में किया जाता है।

## 10.8 क्षारीय मृदा धातुओं के यौगिक (Compounds of Alkaline Earth Metals)

### 1. कैल्सियम ऑक्साइड (CaO)

#### (A) बनाने की विधि (Method of Preparation)

कैल्सियम कार्बोनेट ( $CaCO_3$ ) को गर्म करने पर कैल्सियम ऑक्साइड (CaO) बनता है तथा कार्बन डाइऑक्साइड ( $CO_2$ ) गैस निकलती है।



कैल्सियम ऑक्साइड को बिना बुझा चूना (quick lime) भी कहते हैं। उपर्युक्त अभिक्रिया उत्क्रमणीय (reversible) है अतः अधिक मात्रा में कैल्सियम ऑक्साइड प्राप्त करने के लिए यह आवश्यक होता है कि क्रिया में प्राप्त  $\text{CO}_2$  गैस को तुरन्त हटा दिया जाए। क्रिया का ताप  $927^\circ\text{C}$  से अधिक नहीं होना चाहिए क्योंकि उच्च ताप पर  $\text{CaO}$  मिट्टी में उपस्थित सिलिका ( $\text{SiO}_2$ ) से क्रिया करके गलनीय कैल्सियम सिलिकेट बना लेता है।



### (B) कैल्सियम ऑक्साइड के गुण (Properties of Calcium Oxide)

#### भौतिक गुण (Physical Properties)

कैल्सियम ऑक्साइड एक अक्रिस्टलीय सफेद दोस है। इसका गलनांक  $2570\text{K}$  होता है। गर्म कैल्सियम ऑक्साइड पर ऑक्सी हाइड्रोजन ज्वाला डालने पर सफेद प्रकाश उत्पन्न होता है, जिसे लाइम लाइट (Lime light) कहते हैं।

#### रासायनिक गुण (Chemical Properties)

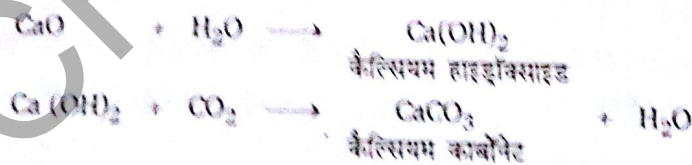
1. **जल से अभिक्रिया**—कैल्सियम ऑक्साइड को जल में घोलने पर ऊष्मा उत्पन्न होती है तथा उत्पन्न ऊष्मा से कुछ जल वाष्पित हो जाता है और चूना गर्म होकर धीरे-धीरे चूर्ण में बिखर जाता है। इस क्रिया को चूने का बुझाना (slaking of lime) कहते हैं तथा प्राप्त कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बुझा चूना (slaked lime) कहलाता है।



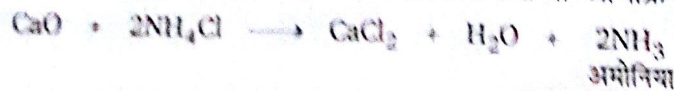
2. **अधातुओं से अभिक्रिया**—कैल्सियम ऑक्साइड कार्बन से अभिक्रिया करके कैल्सियम कार्बाइड तथा क्लोरीन से क्रिया करके कैल्सियम क्लोराइड बनाता है।



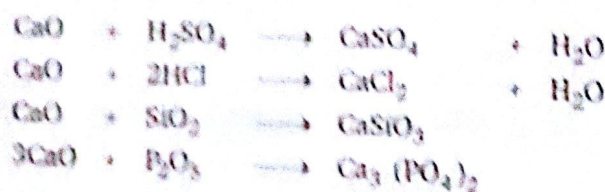
3. **वायु से अभिक्रिया**—कैल्सियम ऑक्साइड कम वायु में रखने पर पहले जल से अभिक्रिया करके कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड  $[\text{Ca(OH)}_2]$  बनाता है, जो वायु में उपस्थित कार्बन डाइऑक्साइड ( $\text{CO}_2$ ) से क्रिया करके कैल्सियम कार्बोनेट ( $\text{CaCO}_3$ ) में बदल जाता है।



4. **अमोनियम लवणों से अभिक्रिया**—कैल्सियम ऑक्साइड अमोनियम लवणों से अभिक्रिया करके अमोनिया मुक्त कर देता है।



5. **अम्लों तथा अम्लीय ऑक्साइडों से अभिक्रिया**— $\text{CaO}$  एक क्षारीय ऑक्साइड है अतः यह अम्लों तथा अम्लीय ऑक्साइडों से क्रिया करके लवण बनाता है।



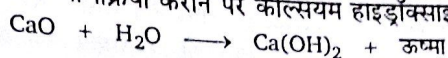
### [C] कैल्सियम ऑक्साइड के उपयोग

1. काँच, सीमेंट तथा पॉटरी बनाने में।
2. जल शोषक के रूप में, एल्कोहॉल तथा गैसों को शुष्क करने में।
3. भट्टियों में भास्मिक अस्तर बनाने में।
4. धातुकर्म में क्षारीय गालक के रूप में।
5. कैल्सियम कार्बाइड बनाने में।
6. संक्रमणहारी तथा रोगाणुनाशी के रूप में।
7. अमोनिया तथा सोडालाइम ( $\text{NaOH} + \text{CaO}$ ) बनाने में।

### 2. कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड (Calcium Hydroxide or Slaked Lime), $\text{Ca(OH)}_2$

#### [A] बनाने की विधि (Method of Preparation)

कैल्सियम ऑक्साइड ( $\text{CaO}$ ) की पानी से अभिक्रिया कराने पर कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड [ $\text{Ca(OH)}_2$ ] बनता है तथा ऊष्मा निकलती है।



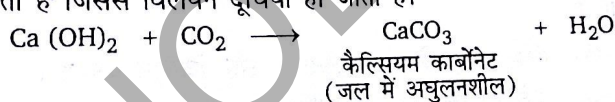
#### [B] कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड के गुण (Properties of Calcium Hydroxide)

##### भौतिक गुण (Physical Properties)

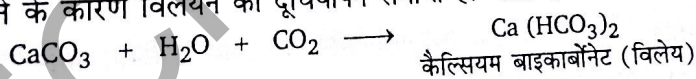
कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड एक अक्रिस्टलीय सफेद ठोस है। यह पानी में अल्प विलेय है तथा ताप बढ़ाने पर इसकी विलेयता कम होने लगती है। पानी में इसके स्वच्छ विलयन को चूने का पानी (Lime water) कहते हैं। बुझे हुए चूने को पानी में डालने पर गाढ़ा घोल दूध के समान दिखाई देता है जिसे दूधिया चूना (milk of lime) कहते हैं। इस घोल का प्रयोग मकानों पर सफेदी करने में किया जाता है।

##### रासायनिक गुण (Chemical Properties)

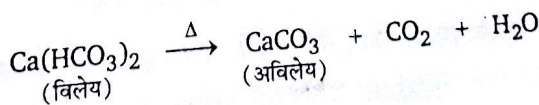
1. कार्बन डाइऑक्साइड ( $\text{CO}_2$ ) से अभिक्रिया—कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड में  $\text{CO}_2$  गैस प्रवाहित करने पर कैल्सियम कार्बोनेट ( $\text{CaCO}_3$ ) का सफेद अवक्षेप प्राप्त होता है जिससे विलयन दूधिया हो जाता है।



उपर्युक्त अभिक्रिया द्वारा कार्बोनेट मूलक की पहचान होती है। यदि दूधिया विलयन में ओर अधिक  $\text{CO}_2$  प्रवाहित की जाये, तो विलेय कैल्सियम बाइकार्बोनेट के बनने के कारण विलयन का दूधियापन समाप्त हो जाता है।

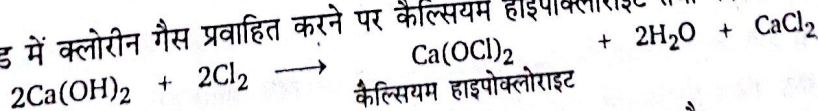


प्राप्त स्वच्छ विलयन को गर्म करने पर पुनः विलयन दूधिया हो जाता है क्योंकि  $\text{Ca(HCO}_3)_2$  अविलेय  $\text{CaCO}_3$  में अपघटित हो जाता है।

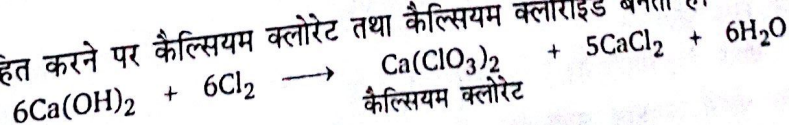


### 2. क्लोरीन से अभिक्रिया—

(i) ठण्डे कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड में क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर कैल्सियम हाइपोक्लोराइट तथा कैल्सियम क्लोराइड बनता है।



(ii) गर्म  $\text{Ca(OH)}_2$  में  $\text{Cl}_2$  प्रवाहित करने पर कैल्सियम क्लोरेट तथा कैल्सियम क्लोराइड बनता है।



3. निर्जलीकरण— $\text{Ca(OH)}_2$  को 725K पर गर्म करने पर कैल्सियम ऑक्साइड बनता है।

$$\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{725\text{ K}} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$$

3. निजलीकरण— $\text{Ca(OH)}_2$   $\xrightarrow{725\text{ K}}$   $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$

4. अम्लों से अभिक्रिया—क्षारीय होने के कारण यह अम्लों से क्रिया करके लवण बनाता है।

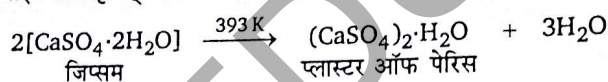
$$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

2. कैल्सियम कार्बोनेट ( $\text{CaCO}_3$ ) के निर्माण में।

1. इमारतों पर सफेदी करने में।
2. काल्सियम का पानी।
3. चूने का पानी प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में तथा औषधि के रूप में काम आता है।
4. कार्बोस्टिक सोडा तथा विरंजक चूर्ण बनाने में।
5. पान तथा पान मसाले में।
6. चीनी व चमड़ा साफ करने में।
7. भूमि की अम्लीयता कम करने में।

**[A] बनाने की विधि (Method of Preparation)**

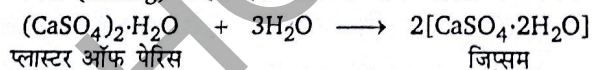
**[A] बनाने की विधि (Method of Preparation)**  
जिप्सम का सूत्र  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  होता है। इसको 393 K तक गर्म करने पर प्लास्टर ऑफ पेरिस बनता है। इस क्रिया में जिप्सम में उपस्थित क्रिस्टलन जल का तीन-चौथाई भाग पृथक् हो जाता है।



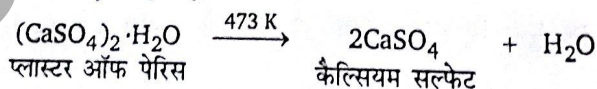
### [B] गुणधर्म (Properties)

1. यह सफेद रंग का चूर्ण होता है।

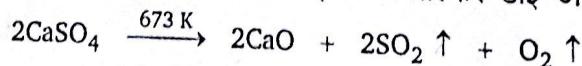
**2. जल का प्रभाव**—प्लास्टर ऑफ पेरिस जल को सोख लेता है और जिप्सम बनाता है, जो कड़ा होता है। इस पूरी क्रिया को प्लास्टर ऑफ पेरिस का जमना (setting) कहते हैं। प्लास्टर ऑफ पेरिस के जमने का यह गुण अत्यन्त उपयोगी होता है।



**3. ऊष्मा का प्रभाव**—प्लास्टर ऑफ पेरिस को 473 K तक गर्म करने पर उसमें उपस्थित समस्त क्रिस्टलन जल निकल जाता है तथा प्राप्त पदार्थ को मृत ज्वलित (dead burnt) कहते हैं।



673 K से अधिक गर्म करने पर कैल्सियम सल्फेट, कैल्सियम ऑक्साइड तथा सल्फर डाइ-ऑक्साइड में अपघटित हो जाता है।



**[C] उपयोग**

- (i) अस्पतालों में टूटी हड्डी जोड़ने के लिये प्लास्टर चढ़ाने के काम आता है।
- (ii) प्लास्टर ऑफ पेरिस से खिलौने तथा मूर्तियाँ बनाई जाती हैं।
- (iii) चाक बनाने के काम आता है।
- (iv) कागज के कारखानों में उपयोगी है।
- (v) दाँतों के पलस्तर बनाने के काम आता है।

#### 4. सीमेण्ट (Cement)

यह स्लेटी (grey) रंग का भारी और अत्यन्त बारीक चूर्ण होता है। इसे जल तथा रेत के साथ मिलाने पर यह एक सुघट्ट पदार्थ बनाता है, जो धीरे-धीरे इंग्लैण्ड में पाये जाने वाले पोर्टलैण्ड पत्थर की तरह कड़ा हो जाता है। इस कारण इसे पोर्टलैण्ड सीमेण्ट (Portland cement) भी कहते हैं।

पोर्टलैण्ड सीमेण्ट की खोज इंग्लैण्ड में लीड्स (Leeds) के निवासी जोसेफ ऐस्पडीन (Joseph Aspdin) ने सन् 1824 में की। यह एक बहुत उपयोगी पदार्थ है तथा इसका प्रयोग इमारतों, पुलों आदि के बनाने में आवश्यक रूप से होता है।

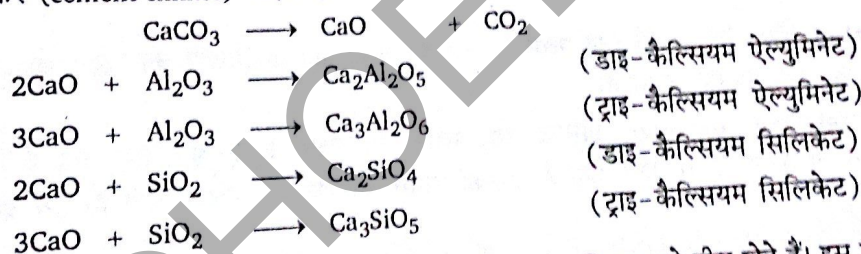
#### [A] सीमेण्ट का संघटन (Composition of Cement)

सीमेण्ट मुख्यतः कैल्सियम के सिलिकेटों तथा ऐल्युमिनेटों का मिश्रण होता है। इसका संघटन इसको बनाने में प्रयुक्त कच्चे पदार्थों (raw materials) तथा बनाने की विधि पर निर्भर करता है। इसका लगभग संघटन निम्नलिखित है—

कैल्सियम ऑक्साइड (CaO)	—	50-60%
सिलिका (SiO <sub>2</sub> )	—	20-25%
ऐल्युमिना (Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	—	5-10%
मैग्नीशियम ऑक्साइड (MgO)	—	2-3%
फेरिक ऑक्साइड (Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	—	1-2%
सल्फर ट्राइ-ऑक्साइड (SO <sub>3</sub> )	—	0-1%
जिप्सम (CaSO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O)	—	2-5%

#### [B] बनाने की विधि (Method of Preparation)

सीमेण्ट बनाने के लिये चूने के पत्थर (limestone, CaCO<sub>3</sub>), बालू (SiO<sub>2</sub>) तथा चिकनी मिट्टी (clay, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 2SiO<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O) की उपयुक्त मात्राएँ लेकर प्रत्येक को अलग-अलग बारीक पीस लिया जाता है। इसके बाद इन सबको मिश्रित करके एक परिक्रमी (rotatory) भट्टी में लगभग 1500°C पर गर्म किया जाता है (चित्र 10.10)। ऐसा करने पर कैल्सियम के सिलिकेट तथा ऐल्युमिनेट बनते हैं तथा कार्बन डाइ-ऑक्साइड, जलवाष्प आदि गैसों का निष्कासन द्वारा भट्टी से बाहर निकल जाती हैं। इस प्रकार प्राप्त हरे या स्लेटी रंग के दानेदार पदार्थ को सीमेण्ट क्लिन्कर (cement clinker) कहते हैं।

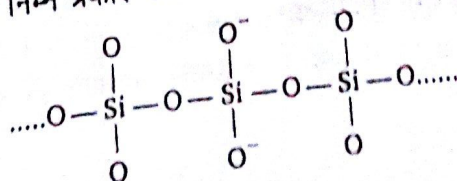


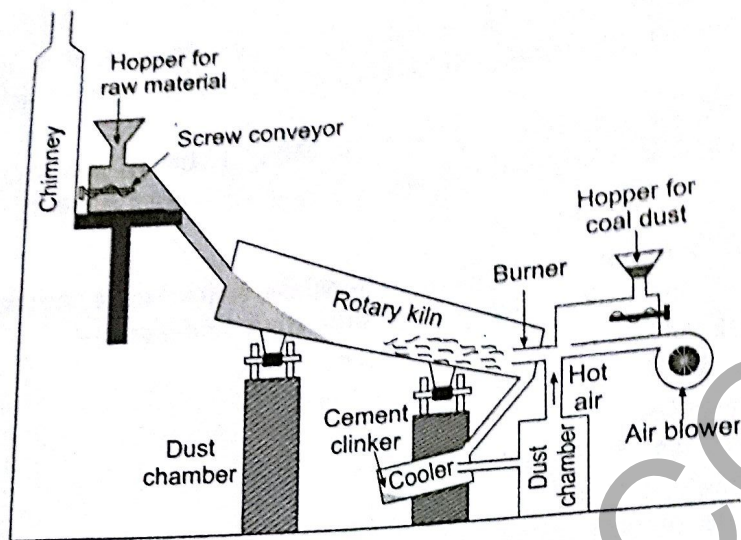
सीमेण्ट क्लिन्कर को ठण्डा करके 2 से 5% तक मात्रा में जिप्सम मिलाकर मिश्रण को पीस लेते हैं। इस प्रकार पोर्टलैण्ड सीमेण्ट प्राप्त हो जाता है। सीमेण्ट क्लिन्कर में जिप्सम मिलाने से यह सीमेण्ट तथा पानी के मिश्रण के जमने के समय को नियन्त्रित (control) करता है।

#### [C] सीमेण्ट का जमना (Setting of Cement)

सीमेण्ट तथा जल के मिश्रण को खुला छोड़ देने पर यह धीरे-धीरे एक कठोर पदार्थ बना लेता है। इस क्रिया को 'सीमेण्ट का जमना' कहते हैं। यह अनुमान किया जाता है कि इस क्रिया में कैल्सियम के सिलिकेटों तथा ऐल्युमिनेटों का जलयोजन (hydration) हो जाता है। जल-योजन के फलस्वरूप लम्बी शृंखला तथा संकर-संधि वाले बहुलक पदार्थ (long chain cross-linked polymeric material) बनते हैं।

सिलिकेटों के जल-योजन के फलस्वरूप निम्न प्रकार की संरचना वाले बहुलक प्राप्त होते हैं—





चित्र 10.10 सीमेंट का औद्योगिक उत्पादन।

बहुलक पदार्थ बनने के कारण सीमेंट के अवयव परस्पर जुड़ जाते हैं तथा एक कठोर पदार्थ प्राप्त होता है। इस क्रिया को सीमेंट का जमना कहते हैं।

कैल्सियम के सिलिकेट तथा ऐल्युमिनेट शीघ्र जमने वाले पदार्थ हैं। जिप्सम की उपस्थिति में इनमें जल मिलाने पर जलयोजित (hydrated) पदार्थ जिप्सम से संयोग करके अन्य पदार्थ बनाते हैं, जो इतनी शीघ्रता से नहीं जमते हैं।

#### [D] मोर्टार, कंकरीट तथा प्रबलित कंकरीट (Mortar, Concrete and Reinforced Concrete)

**मोर्टार (Mortar)**—सीमेंट और रेत को एक तथा तीन के अनुपात में मिलाकर इसमें जल मिलाने पर जो मिश्रण प्राप्त होता है, उसे मोर्टार कहते हैं।

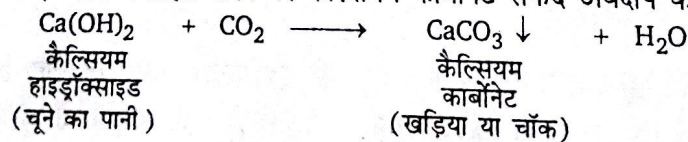
**कंकरीट (Concrete)**—सीमेंट, रेत, बजरी (या पत्थर के टुकड़े) तथा जल के मिश्रण को खुला छोड़ देने पर कुछ समय बाद जो कठोर पदार्थ प्राप्त होता है, उसे कंकरीट कहते हैं।

**प्रबलित कंकरीट (Reinforced Concrete)**—सीमेंट, रेत, बजरी (या पत्थर के टुकड़े) तथा जल के मिश्रण को लोहे के जाल में डालने पर कुछ समय बाद जो कठोर पदार्थ प्राप्त होता है, उसकी शक्ति कंकरीट से अधिक होती है। इसे प्रबलित कंकरीट कहते हैं।

### 5. कैल्सियम कार्बोनेट (Calcium Carbonate), $\text{CaCO}_3$

#### [A] बनाने की विधि (Method of Preparation)

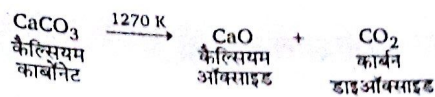
चूने के पानी में कार्बन डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित करने पर कैल्सियम कार्बोनेट सफेद अवक्षेप के रूप में प्राप्त हो जाता है।



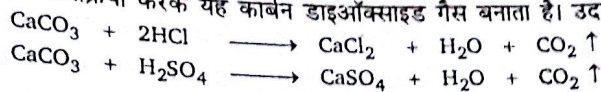
#### [B] प्रमुख गुणधर्म

1. यह एक सफेद रंग का ठोस पदार्थ है। इसे चूना पत्थर (lime stone) भी कहा जाता है। यह जल में अविलेय है।

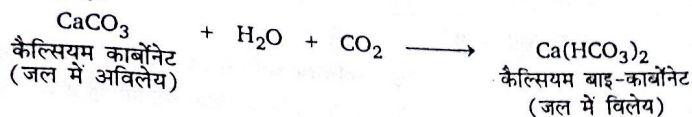
2. ऊष्मा का प्रभाव—इसे लगभग 1270 K पर गर्म करने पर इसका अपघटन हो जाता है तथा कैल्सियम ऑक्साइड या चूना तथा कार्बन डाइऑक्साइड गैस प्राप्त होती है।



3. अम्लों से अभिक्रिया—अम्लों से अभिक्रिया करके यह कार्बन डाइऑक्साइड गैस बनाता है। उदाहरणार्थ—



4. इसके जलीय निलम्बन (suspension) में कार्बन डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित करने पर कैल्सियम बाइकार्बोनेट बनता है तथा इस कारण यह जल में घुल जाता है।



### [C] उपयोग

1. इसका उपयोग चूना, सीमेण्ट, धावन सोडा तथा काँच के निर्माण में होता है।
2. इसका उपयोग तख्ती या श्याम-पट्ट पर लिखने के लिए होता है।
3. इसका उपयोग पेण्ट बनाने में भी होता है।
4. कुछ दूध-पेस्टों तथा पाउडर बनाने में भी इसका प्रयोग होता है।
5. कुछ धातुओं के निष्कर्षण में भी इसे काम में लाया जाता है।

## 10.9 कैल्सियम तथा मैग्नीशियम का जैविक महत्त्व

(Biological Importance of Calcium and Magnesium)

मैग्नीशियम तथा कैल्सियम जैव तन्त्रों में अनेक महत्त्वपूर्ण कार्य करते हैं। एक व्यस्क व्यक्ति के शरीर में लगभग 25 मिलीग्राम मैग्नीशियम तथा 1200 ग्राम कैल्सियम उपस्थित रहता है।

### मैग्नीशियम का जैविक महत्त्व

- (i) मैग्नीशियम पौधों में उपस्थित हरे रंजक पदार्थ क्लोरोफिल (Chlorophyll) का एक आवश्यक घटक है तथा पौधों में प्रकाश संश्लेषण की क्रिया को प्रारम्भ करने के लिए उत्तरदायी है।
- (ii)  $\text{Mg}^{2+}$  आयन सैल द्रव में उपस्थित रहते हैं। इनका मुख्य कार्य फॉस्फेट स्थानान्तरण एन्जाइम को सक्रिय बनाना है। ये एन्जाइम ऊर्जा उत्सर्जित करने वाली जैव अभिक्रियाओं में भाग लेते हैं।  $\text{Mg}^{2+}$  आयन कार्बोहाइड्रेटों के मेटाबोलिज्म (Metabolism) के लिए भी आवश्यक होते हैं।
- (iii)  $\text{Mg}^{2+}$  आयन  $\text{Ca}^{2+}$  आयनों के साथ मिलकर तन्त्रिकाओं में विद्युत संकेत प्रवाहित करते हैं तथा मांसपेशियों के संकुचन में सहायता करते हैं।

### कैल्सियम का जैविक महत्त्व

- (i)  $\text{Ca}^{2+}$  आयन सभी प्राणियों की अस्थियों में फॉस्फेट के रूप में उपस्थित रहते हैं। शरीर में उपस्थित समस्त अस्थियों तथा दांतों के निर्माण के लिए ये अत्यन्त आवश्यक हैं।
- (ii)  $\text{Ca}^{2+}$  आयन मांसपेशियों के संकुचन में महत्त्वपूर्ण भूमिका निभाते हैं।
- (iii) हृदय की धड़कन के नियन्त्रण तथा रक्त के स्कंदन के लिए भी  $\text{Ca}^{2+}$  आयन अत्यन्त महत्त्वपूर्ण हैं।
- (iv)  $\text{Mg}^{2+}$  आयनों के साथ मिलकर  $\text{Ca}^{2+}$  आयन पायरोफॉस्फेट बन्धों के निर्माण को उत्प्रेरित करते हैं, जो अनेक जैव तन्त्रों को नियन्त्रित करते हैं। पायरोफॉस्फेट बन्धों के जल-अपघटन को भी ये नियन्त्रित करते हैं।

## स्वतः मूल्यांकन एवं प्रतियोगी परीक्षा फाइल

### अतिलघु उत्तरीय प्रकार के प्रश्न Very Short Answer Type Questions

(प्रत्येक प्रश्न 1 अंक का है)

1. आवर्त-सारणी के s-ब्लॉक के तत्वों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास क्या है?
2. प्रतिनिधि तत्व (representative elements) क्या होते हैं?
3. आवर्त-सारणी के s-ब्लॉक के किसी तत्व द्वारा दर्शायी जाने वाली उच्चतम ऑक्सीकरण संख्या क्या है?
4. s-ब्लॉक के तत्व किस प्रकार के यौगिक बनाते हैं?
5. उन आवर्तों के नाम लिखिए, जिनके तत्व विकर्ण सम्बन्ध प्रदर्शित करते हैं।
6. समूह-1 में नीचे की ओर जाने पर निम्नलिखित गुणधर्म किस प्रकार परिवर्तित होते हैं?  
(i) परमाणु त्रिज्या (ii) आयनन ऊर्जा  
(iii) विद्युतऋणात्मकता
7. किस समूह के तत्वों का आकार अपने आवर्त में सबसे बड़ा होता है?
8. किस समूह के तत्व अपने आवर्त में सर्वाधिक विद्युतधनात्मक होते हैं?
9. समूह में नीचे की ओर जाने पर क्षार धातु आयनों की जलयोजन ऊर्जा (hydration energy) किस प्रकार परिवर्तित होती है?
10. सोडियम को कैरोसीन तेल में क्यों रखा जाता है?
11. क्षार धातुओं के ऑक्साइडों तथा हाइड्रॉक्साइडों की प्रकृति कैसी होती है?
12. क्षार धातुओं में से किस तत्व की अपचायक क्षमता उच्चतम होती है?
13. समूह-2 के तत्वों का सामान्य नाम बताइए।
14. समूह-1 तथा 2 में से किस समूह के तत्वों की आयनन एन्थैल्पी उच्च होती है?
15. बेरिलियम ऑक्साइड की प्रकृति कैसी होती है?
16. समूह-2 के धातु हाइड्रॉक्साइडों को निम्नलिखित के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए—  
(i) क्षारकीय क्षमता, (ii) जल में विलेयता
17. बेरिलियम क्लोराइड किस प्रकार उपस्थित होता है—  
(i) ठोस अवस्था में, (ii) वाष्प प्रावस्था में?
18. क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बनेटों में से कौन-सा ऊष्मा के प्रति सबसे कम स्थायी होता है?
19.  $MgSO_4$ ,  $CaSO_4$ ,  $SrSO_4$  तथा  $BaSO_4$  में से कौन-सा जल में सर्वाधिक विलेय है?
20. क्लोरोफिल में कौन-सा धातु परमाणु उपस्थित है?
21. बेरिलियम, NaOH से किस प्रकार क्रिया करता है?
22. समूह-2 के किस तत्व के ऑक्साइड की प्रकृति उभयधर्मी होती है?
23. किस तत्व की विशिष्ट ऊष्मा उच्चतम होती है?
24. क्या लीथियम शुष्क वायु द्वारा प्रभावित होता है?
25. लीथियम को ठण्डे जल से अभिकृत करने पर कौन-सी गैस मुक्त होती है?
26. लीथियम क्षारों से किस प्रकार क्रिया करता है?
27. भू-पर्पटी में सोडियम कितनी मात्रा में उपस्थित है?
28. सोडियम को ऑक्सीजन में गर्म करने पर कौन-सा यौगिक प्राप्त होता है?
29. सोडियम को वायु में खुला छोड़ने पर क्या होता है?
30. निम्नलिखित यौगिकों के रासायनिक सूत्र लिखिए—  
धावन सोडा, खाने का सोडा (बेकिंग सोडा), कॉस्टिक सोडा
31. निम्नलिखित में से कौन-से यौगिक उत्फुल्ल (deliquescent) हैं?  
 $NaCl$ ,  $NaOH$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $NaHCO_3$
32. सोडियम कार्बोनेट के जलीय विलयन की प्रकृति कैसी होती है?
33. लाउन्ड्री में कपड़े धोने के लिए सोडियम के किस यौगिक को प्रयोग में लाया जाता है?
34. मैग्नीशियम की आयनन ऊर्जा पोटैशियम की अपेक्षाकृत उच्च क्यों होती है?
35. निम्नलिखित के रासायनिक सूत्र लिखिए—  
बिना बुझा चूना, बुझा हुआ चूना, दूधिया चूना, चूने का पानी।
36.  $CaCO_3$  के सामान्य रूपों के नाम बताइए।
37. प्लास्टर ऑफ पेरिस का रासायनिक सूत्र लिखिए।
38. सीमेण्ट की खोज किसने की थी?
39. सीमेण्ट के मुख्य रासायनिक अवयव कौन-से हैं?
40. कंक्रीट (concrete) तथा प्रबलित कंक्रीट से क्या अभिप्राय है?
41. सीमेण्ट के निर्माण के लिए प्रयुक्त घूर्णी भट्टी में तापमान कितना होता है?
42. उस पदार्थ का नाम लिखिए, जिसे सीमेण्ट में मिश्रित करने पर सीमेण्ट की गुणवत्ता प्रभावित नहीं होती है।
43. उस क्षार धातु का नाम लिखिए, जिसे वायु की अधिकता में गर्म करने पर सुपरऑक्साइड प्राप्त होता है।
44. उस धातु का नाम लिखिए, जो जल के साथ बिना कोई दर्शनीय अभिक्रिया करे, जल के पृष्ठ पर तैरने लगती है।
45. लीथियम के असामान्य व्यवहार के लिए उत्तरदायी मुख्य कारकों के नाम लिखिए।
46. उस तत्व का नाम लिखिए, जो सदैव द्वि-संयोजी होता है तथा जिसका ऑक्साइड, NaOH के आधिक्य में विलेय होता है तथा इस तत्व के द्वि-धनात्मक आयन में उत्कृष्ट गैस कोर उपस्थित होती है।

s-ब्लॉक तत्व

3. +1, स
- लिए
4. आयनिक
6. (i) बढ़
7. वर्ग-1
9. घटती
11. क्षारकी
13. क्षारीय
15. उष्ण
17. अध्या
19.  $MgS$
22.  $BeO$
24. नहीं
26. कोई

1. s-ब
- लि
2. कि
- प्रव
3. वि
- के
4. वि
5. स
6. प्र
- ह
7. ध
- 8.
- 9.
- 10.
- 11.
- 12.
- 13.
- 14.
- 15.

### उत्तर

3. +1, समूह-1 के तत्वों के लिए; तथा +2, समूह-2 के तत्वों के लिए
4. आयनिक
5. द्वितीय तथा तृतीय
6. (i) बढ़ती है (ii) घटती है (iii) घटती है
7. वर्ग-1
8. वर्ग-1
9. घटती है
10. अध्याय देखें
11. क्षारकीय
12. Li
13. क्षारीय मृदा धातुएँ
14. वर्ग-2
15. उभयधर्मी
16. अध्याय देखें
17. अध्याय देखें
18.  $\text{BeCO}_3$
19.  $\text{MgSO}_4$
20. Mg
22. BeO
23. Li
24. नहीं
25.  $\text{H}_2$
26. कोई अभिक्रिया नहीं
27. 2.5%
28.  $\text{Na}_2\text{O}_2$
29. यह मलिन हो जाती है
30.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaOH}$
31. NaOH
32. क्षारकीय
33.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
34. इसके छोटे परमाणु आकार के कारण
35.  $\text{CaO}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$
36. चूना पत्थर, मार्बल, समुद्री जन्तुओं के कवच
37.  $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
38. जे० एस्पीडीन
41. 1670-1870 K
42. फ्लाई एश (fly ash)
43. K, Rb तथा Cs
44. Li
45. इसके परमाणु तथा आयन का छोटा आकार
46. Be.

### लघु उत्तरीय प्रकार के प्रश्न

(प्रत्येक प्रश्न 2 या 3 अंक का है)

#### Short Answer Type Questions

1. s-ब्लॉक के तत्व क्या होते हैं? इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए।
2. किसी समूह का प्रथम तत्व इस समूह के अन्य तत्वों से भिन्नता क्यों प्रदर्शित करता है?
3. विकर्ण सम्बन्ध क्या होता है? किन्हीं दो विकर्णतः सम्बन्धित तत्वों के युग्मों को लिखिए।
4. विकर्ण सम्बन्ध किस कारण होता है? उदाहरणों सहित स्पष्ट कीजिए।
5. समूह-1 के तत्वों को क्षार धातु क्यों कहा जाता है?
6. प्रत्येक क्षार धातु परमाणु का आकार अपने आवर्त में सर्वाधिक क्यों होता है?
7. क्षार धातुओं की आयनिक त्रिज्या समूह में नीचे की ओर जाने पर क्यों बढ़ती है?
8. क्षार धातुओं के घनत्व कम क्यों होते हैं?
9. क्षार धातुओं की आयनन ऊर्जा समूह में नीचे जाने पर किस प्रकार परिवर्तित होती है तथा क्यों?
10. समूह-1 के तत्वों की द्वितीय आयनन ऊर्जा इनकी प्रथम आयनन ऊर्जा की अपेक्षा अत्यधिक उच्च होती है, क्यों?
11. प्रत्येक क्षार धातु अपने आवर्त में सर्वाधिक विद्युतधनात्मक तत्व है। इस कथन पर टिप्पणी करते हुए इसे स्पष्ट कीजिए।
12. क्षार धातुएँ परिवर्ती ऑक्सीकरण अवस्थाएँ क्यों नहीं दर्शाती हैं?
13. क्षार धातुएँ प्रकाशहीन ज्वाला (non-luminous flame) में विशिष्ट रंग क्यों प्रदर्शित करती हैं?
14. सोडियम शीघ्रता से  $\text{Na}^+$  आयन बनाता है परन्तु  $\text{Na}^{2+}$  आयन नहीं। स्पष्ट कीजिए, क्यों?
15. क्षार धातुओं के आयन रंगहीन तथा प्रतिचुम्बकीय क्यों होते हैं?
16. प्रकाशविद्युत प्रभाव क्या होता है?
17. लीथियम तथा सोडियम की जगह पोटेशियम तथा सीजियम का प्रयोग प्रकाशविद्युत सेलों में किया जाता है, क्यों?
18. क्षार धातुएँ अत्यधिक सक्रिय तत्व हैं। स्पष्ट कीजिए, क्यों?
19. क्षार धातुओं को वायु में खुला रखने पर क्या होता है?
20. क्षार धातुओं को जल में क्यों नहीं रखा जाता है?
21. लीथियम हैलाइड आंशिक रूप से सह-संयोजक क्यों होते हैं? उदाहरणों सहित स्पष्ट कीजिए।
22. क्षार धातुएँ प्रबलतम अपचायक होती हैं, स्पष्ट कीजिए।
23. अत्यधिक उच्च आयनन ऊर्जा होने पर भी क्षार धातुओं में लीथियम प्रबलतम अपचायक का कार्य करता है, स्पष्ट कीजिए।
24. क्षार धातु परमाणुओं के जलीय अमोनिया में बने विलयन का रंग नीला होता है तथा ये अत्यधिक चालक होते हैं, क्यों?
25. क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइडों की क्षारकता समूह में नीचे की ओर जाने पर बढ़ती है, क्यों?
26. लीथियम के असामान्य व्यवहार का कारण स्पष्ट कीजिए।
27. समूह-2 के तत्वों को क्षारीय मृदा धातु क्यों कहा जाता है?
28. क्षारीय मृदा धातुओं की परमाणु त्रिज्या संगत क्षार धातुओं की अपेक्षा कम होती है। स्पष्ट कीजिए, क्यों?
29. क्षारीय मृदा धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जाएँ क्षार धातुओं की द्वितीय आयनन ऊर्जाओं की अपेक्षा कम क्यों होती हैं?
30. समूह-2 के तत्वों की विद्युतऋणात्मकता क्षार धातुओं की अपेक्षाकृत कम क्यों होती है?
31. क्षारीय मृदा धातुओं के गलनांक संगत समूह-1 के तत्वों की अपेक्षाकृत उच्च क्यों होते हैं?

32. द्वितीय आयनन ऊर्जा के प्रथम आयनन ऊर्जा की अपेक्षा अत्यधिक उच्च होने पर भी समूह-2 के तत्व शीघ्रता से  $M^{2+}$  आयन क्यों बनाते हैं?
33. समूह-2 के तत्वों के विद्युतऋण आयनों के रंग तथा चुम्बकीय व्यवहार पर टिप्पणी लिखिए।
34. कौनसे धातु भारी रंग उनके सल्फेट, क्लोराइड को विशिष्ट रंग क्यों प्रदान करते हैं?
35. सल्फेट बनाने वाले धातुओं के हाइड्रॉक्साइडों को उनकी (i) क्षारीयता तथा (ii) जल के साथ अभिक्रियाशीलता के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
36. समूह-2 के तत्वों के ऑक्साइडों का क्षारकीय गुण समूह में नीचे जाने पर किस प्रकार परिवर्तित होता है?
37. सल्फेट बनाने वाले धातुओं के हाइड्रॉक्साइडों को उनके जल में विलेयता के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
38. कौनसे तत्व हैं—  
(i) कैल्शियम को  $CaO$  से अभिकृत किया जाता है?  
(ii) कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड को जल से अभिकृत किया जाता है?  
(iii) कौनसे हाइड्रॉक्साइड को चूने के पानी में प्रवाहित किया जाता है?
39. कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड को (i) लेस प्रवस्था तथा (ii) वाष्प प्रवस्था में परिवर्तन का प्रयोग कीजिए।
40. समूह में नीचे जाने पर क्षारकीय गुण धातुओं के सल्फेटों की विलेयता पर क्या प्रभाव डालता है?
41. लेस में नीचे जाने पर कैल्शियम को इत्युमोनियम से समानता का लक्षण क्या है?
42. सोडियम का द्रव अमोनिया में क्या विलयन प्रबलतम अपचायक होता है, क्यों?
43. सोडियम में वायु का क्या प्रभाव पड़ता है?
44. सोडियम कार्बोनेट के औद्योगिक निर्माण के लिए प्रयुक्त सॉल्वे प्रक्रम के सिद्धान्त का वर्णन कीजिए।
45. ज्वाला परीक्षण क्या होता है तथा क्षार धातुएँ ज्वाला को विशिष्ट रंग क्यों प्रदान करती हैं?
46. सोडियम कार्बोनेट के औद्योगिक निर्माण का सॉल्वे प्रक्रम अत्यधिक सम्यक होता है, क्यों?
47. सोडियम कार्बोनेट के निर्माण के लिए सॉल्वे प्रक्रम का प्रयोग नहीं किया जा सकता, क्यों?
48.  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  पर ऊष्मा का क्या प्रभाव होता है?
49. बेकिंग सोडा का निर्माण किस प्रकार किया जाता है?
50. प्लास्टर ऑफ पेरिस क्या होता है तथा इसे किस प्रकार बनाया जाता है?
51. प्लास्टर ऑफ पेरिस की सेटिंग (setting) से आपका क्या अभिप्राय है?
52. आप कैसे प्राप्त करेंगे—  
(i) कैल्शियम क्लोराइड से जिप्सम?  
(ii) चूना पत्थर से चूना?

53. क्या होता है जब—  
(i) मैग्नीशियम को  $CO_2$  में जलाया जाता है?  
(ii)  $CO_2$  को चूने के पानी में प्रवाहित किया जाता है?  
(iii) बुझे हुए चूने को क्लोरीन से अभिकृत किया जाता है?  
(iv) प्लास्टर ऑफ पेरिस को 473 K से उच्च ताप पर गरम किया जाता है?
54. क्या होता है जब  $CO_2$  के आधिक्य को चूने के पानी में प्रवाहित किया जाता है तथा विलयन को गर्म किया जाता है?
55. चूने तथा दूधिया चूने (milk of lime) पर क्लोरीन की क्रिया वर्णन कीजिए।
56. जिप्सम क्या होता है तथा इस पर ऊष्मा का क्या प्रभाव होता है?
57. पोर्टलैंड सीमेण्ट का औसत संघटन बताइए।
58. सीमेण्ट के मुख्य रासायनिक अवयव क्या होते हैं?
59. सीमेण्ट के निर्माण के दौरान घूर्णी भट्टी (rotary kiln) में होने वाली रासायनिक अभिक्रियाओं का वर्णन कीजिए।
60. सीमेण्ट को जल के साथ मिलाकर कुछ समय के लिए छोड़ें। यह एक कठोर द्रव्यमान में क्यों परिवर्तित हो जाता है?
61. चूने तथा चूना पत्थर के व्यावसायिक उपयोगों का वर्णन कीजिए।
62. घूर्णी भट्टी से प्राप्त सीमेण्ट क्लिंकर को जिप्सम के साथ क्यों मिलाया जाता है?
63. कंकरीट तथा प्रबलित कंकरीट क्या होते हैं तथा इन्हें किस प्रकार प्राप्त किया जाता है?
64. आवर्त-सारणी के s-ब्लॉक के तत्वों के तीन ऐसे लाक्षणिक गुण लिखिए, जो इन्हें अन्य ब्लॉकों के तत्वों से पृथक् करते हैं।
65. क्षार धातुएँ अपनी परमाणु संरचना में उत्कृष्ट गैसों का अनुकरण करती हैं। इस सूचना के आधार पर क्षार धातुओं के कौन-से गुण को ज्ञात किया जा सकता है?
66. लीथियम के तीन ऐसे गुणों का वर्णन कीजिए जिनमें यह शेष क्षार धातुओं से भिन्नता दर्शाता है।
67. क्या होता है जब—  
(i) सोडियम को जल में डाला जाता है?  
(ii) सोडियम को वायु की अधिकता में गर्म किया जाता है?  
(iii) सोडियम परॉक्साइड को जल में विलेय किया जाता है?
68. एक क्षार धातु को द्रव अमोनिया में विलेय करने पर विलयन भिन्न रंग दर्शाता है। यह रंग परिवर्तन किस कारण होता है?
69.  $\text{>C-Cl} + \text{MF} \longrightarrow \text{>C-F} + \text{MCl}$   
उपरोक्त अभिक्रिया KF के साथ शीघ्रता से होती है जबकि NaF के साथ नहीं, क्यों?
70. पोर्टलैंड सीमेण्ट के मुख्य अवयवों के नाम लिखिए।
71. बिना बुझा चूना, चूने के पानी तथा बुझे हुए चूने में अन्तर स्पष्ट कीजिए।
72. (a)  $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$  (b)  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2$   
(c)  $\text{BeO} + \text{NaOH}$  (d)  $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$   
उपरोक्त के मध्य होने वाली समीकरणों को पूर्ण कीजिए।

5. क्यों  
11. कथन  
14.  $\text{Na}^+$   
कारण  
33. सभी  
42. अमो

1. s-  
की  
2. वि  
के  
3. 8  
4. त  
5.

## संकेत एवं हल

5. क्योंकि इनके हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षारकीय होते हैं  
 11. कथन सही है। व्याख्या के लिए अध्याय देखें  
 14.  $\text{Na}^+$  आयन के स्थायी बन्ध (पूर्ण) कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण  
 33. सभी इलेक्ट्रॉनों के युग्मित होने के कारण रंगहीन तथा प्रतिचुम्बकीय  
 42. अमोनोक्लोरित इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति के कारण  
 44. उच्च ऊष्मीय चालकता के कारण  
 47.  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{CO}_2$  की उपस्थिति में भी जल में अत्यधिक क्रियेय होता है।  
 58.  $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$ ,  $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$  तथा  $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$   
 69. अभिक्रिया के लिए  $\Delta G$  का मान अधिक ऋणात्मक होने के कारण

विस्तृत उत्तरीय प्रकार के प्रश्न  
Long Answer Type Questions

(प्रत्येक प्रश्न 5 या अधिक अंक का है)

- s-ब्लॉक के तत्व क्या होते हैं? इनके महत्वपूर्ण गुणों का वर्णन कीजिए।
- विकर्ण सम्बन्ध से आप क्या समझते हैं? द्वितीय तथा तृतीय आवर्त के तत्व इस प्रकार के सम्बन्ध को क्यों दर्शाते हैं?
- क्षार धातुएँ क्या होती हैं? इनके सामान्य लक्षणों का वर्णन कीजिए।
- लीथियम के असामान्य गुणों का वर्णन कीजिए।
- समूह-1 तथा 2 के तत्वों के निम्नलिखित गुण परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ किस प्रकार परिवर्तित होते हैं?  
 (i) परमाणु तथा आयनिक त्रिज्या  
 (ii) घनत्व  
 (iii) गलनांक तथा क्वथनांक  
 (iv) विद्युतधनात्मक लक्षण  
 प्रत्येक स्थिति में परिवर्तन का कारण भी स्पष्ट कीजिए।
- समूह-2 के तत्वों के महत्वपूर्ण गुणों का वर्णन कीजिए। बेरिलियम असामान्य व्यवहार क्यों प्रदर्शित करता है?
- समूह-2 के तत्वों के हाइड्रॉक्साइडों तथा हैलाइडों के महत्वपूर्ण लक्षणों का वर्णन कीजिए।
- समूह-2 के तत्वों के ऑक्साइडों, हाइड्रॉक्साइडों तथा कार्बोनेटों के महत्वपूर्ण गुणों का वर्णन कीजिए।
- कुछ ऐसे गुणों का वर्णन कीजिए जिनमें बेरिलियम अपने समूह के अन्य तत्वों से भिन्नता प्रदर्शित करता है।
- बेरिलियम के एल्युमीनियम के साथ विकर्ण सम्बन्ध को दर्शाने वाले कुछ महत्वपूर्ण गुणों का वर्णन कीजिए।
- सॉल्वे प्रक्रम द्वारा सोडियम कार्बोनेट का निर्माण किस प्रकार किया जाता है? इसका आरेख बनाइए तथा प्रक्रम में प्रयुक्त पदों को स्पष्ट कीजिए। सोडियम कार्बोनेट पर ऊष्मा का क्या प्रभाव पड़ता है?
- कास्टनर-केलनर सेल के प्रयोग द्वारा सोडियम हाइड्रॉक्साइड के औद्योगिक निर्माण का वर्णन कीजिए। यह निम्न के साथ किस प्रकार क्रिया करता है?  
 (i) Al  
 (ii) P  
 (iii)  $\text{Cl}_2$   
 (iv)  $\text{Zn(OH)}_2$
- निम्नलिखित यौगिकों की निर्माण विधि, गुणों तथा उपयोगों का वर्णन कीजिए—  
 (i) चूना  
 (ii) बुझा हुआ चूना  
 (iii) जिप्सम  
 (iv) प्लास्टर ऑफ पेरिस
- पोर्टलैंड सीमेंट का संघटन लिखिए। इसका औद्योगिक निर्माण किस प्रकार किया जाता है? सीमेंट के जमने पर टिप्पणी लिखिए।
- आवर्त-सारणी में विकर्ण सम्बन्ध से क्या अभिप्राय है? उदाहरणों सहित स्पष्ट कीजिए।
- सोडियम हाइड्रॉक्साइड के औद्योगिक निर्माण की एक विधि का वर्णन कीजिए तथा इसके तीन औद्योगिक उपयोगों का भी वर्णन कीजिए। क्या होता है जब सोडियम हाइड्रॉक्साइड क्रिया करता है—  
 (i) Al धातु से  
 (ii)  $\text{CO}_2$  से  
 (iii)  $\text{SiO}_2$  से?
- ऐसा क्यों है कि s-ब्लॉक के तत्व कभी भी मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते हैं? ये सामान्यतः किन रूपों में पाये जाते हैं तथा इन्हें किस प्रकार प्राप्त किया जाता है?
- क्षार धातुओं के निम्न यौगिकों की विलेयता तथा ऊष्मीय स्थायित्व को तुलना क्षारीय मृदा धातुओं के संगत यौगिकों के साथ कीजिए—  
 (a) नाइट्रेट  
 (b) कार्बोनेट  
 (c) सल्फेट
- क्या होता है जब—  
 (i) सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट को गर्म किया जाता है?  
 (ii) सोडियम अमलगम को जल से क्रिया कराया जाता है?  
 (iii) गलित सोडियम धातु अमोनिया से क्रिया करती है?
- सोडियम क्लोराइड से प्रारम्भ करके आप कैसे प्राप्त करेंगे—  
 (i) सोडियम धातु  
 (ii) सोडियम हाइड्रॉक्साइड  
 (iii) सोडियम परॉक्साइड  
 (iv) सोडियम कार्बोनेट।  
 (केवल पदों का वर्णन कीजिए)
- समूह-1 तथा समूह-2 में परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ निम्न किस प्रकार परिवर्तित होते हैं?  
 (a) परमाणु आकार  
 (b) घनत्व  
 (c) गलनांक  
 (d) आयनन ऊर्जा
- निम्नलिखित को स्पष्ट कीजिए—  
 (a) लीथियम को वायु में गर्म करने पर मुख्यतः मोनोक्साइड बनता है, परॉक्साइड नहीं।  
 (b) सोडियम कार्बोनेट का जलीय विलयन क्षारकीय होता है।  
 (c) सोडियम का निर्माण विद्युतअपघटनी विधि द्वारा किया जाता है, रासायनिक विधि द्वारा नहीं।

23. आवर्त-सारणी में समूह-1 से समूह-2 की ओर चलने पर निम्नलिखित गुण किस प्रकार परिवर्तित होते हैं?  
(a) परमाणु आकार (b) आयनन एन्थैल्पी  
(c) घनत्व (d) गलनांक
24. बेरिलियम का रसायन मुख्यतः आयनिक नहीं है। इसके ऑक्साइड, क्लोराइड तथा फ्लोराइड की प्रकृति के आधार पर इस कथन की पुष्टि कीजिए।
25. निम्नलिखित में से प्रत्येक प्रेक्षण पर टिप्पणी कीजिए—  
(a) क्षार धातुओं के सभी फ्लोराइडों में से LiF सबसे कम विलेय होता है।  
(b) क्षार धातुओं में से केवल लीथियम ऐसी धातु है, जो सीधे नाइट्राइड बनाती है।  
(c)  $M^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow M(s)$  (जहाँ  $M = Ca, Sr$  या  $Ba$ ) के लिए  $E^\circ$  मान लगभग स्थिर होता है।
26. क्षार धातुओं के रसायन की अग्र सन्दर्भों में क्षारीय मृदा धातुओं के रसायन के साथ तुलना कीजिए—

- (a) धनायनों की ध्रुवण क्षमता  
(b) क्रियाशीलता तथा अपचायक क्षमता  
(c) ऑक्साइडों की प्रकृति  
(d) कार्बोनेटों की विलेयता तथा ऊष्मीय स्थायित्व
27. निम्नलिखित को स्पष्ट कीजिए—  
(i) क्षार धातुएँ उनके गलित क्लोराइडों के विद्युत-अपघटन से प्राप्त की जाती हैं। सामान्य रासायनिक विधियों द्वारा इन्हें नहीं किया जा सकता।  
(ii)  $Na_2CO_3$  का जलीय विलयन क्षारीय होता है।  
(iii) सोडियम पोटैशियम की अपेक्षा अधिक उपयोगी होता है।
28. उपयुक्त कारण स्पष्ट करते हुए निम्नलिखित पर ऊष्मा के प्रभाव का वर्णन कीजिए—  
(i)  $Na_2CO_3$  तथा  $CaCO_3$   
(ii)  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$  तथा  $CaCl_2 \cdot 6H_2O$   
(iii)  $Ca(NO_3)_2$  तथा  $NaNO_3$

## वस्तुनिष्ठ प्रकार के प्रश्न

### Objective Type Questions

निम्नलिखित प्रश्नों में सही विकल्प का चयन कीजिए—

- LiCl, RbCl, BeCl<sub>2</sub> तथा MgCl<sub>2</sub> में से सर्वाधिक तथा सबसे कम आयनिक लक्षण दर्शाने वाले यौगिक क्रमशः हैं—  
(a) LiCl, RbCl (b) RbCl, BeCl<sub>2</sub>  
(c) RbCl, MgCl<sub>2</sub> (d) MgCl<sub>2</sub>, BeCl<sub>2</sub>
- सोडियम सल्फेट जल में विलेय होता है जबकि बेरियम सल्फेट जल में बहुत कम विलेय होता है क्योंकि—  
(a) सोडियम सल्फेट की जलयोजन ऊर्जा (hydration energy) इसकी जालक ऊर्जा से अधिक होती है  
(b) बेरियम सल्फेट की जालक ऊर्जा इसकी जलयोजन ऊर्जा से कम होती है  
(c) विलेयता में जालक ऊर्जा की कोई भूमिका नहीं होती है  
(d) सोडियम सल्फेट की जलयोजन ऊर्जा इसकी जालक ऊर्जा की अपेक्षा कम होती है।
- सोडियम का द्रव अमोनिया में विलयन प्रबलतम अपचायक होता है। इसका कारण है—  
(a) सोडियम परमाणुओं की उपस्थिति  
(b) सोडियम हाइड्राइड की उपस्थिति  
(c) सोडियम ऐमाइड की उपस्थिति  
(d) जलयोजित इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति।
- क्षार धातुएँ—  
(a) लवण के समान हाइड्राइड बनाती हैं  
(b) मुख्यतः सह-संयोजक लवण बनाती हैं  
(c) ऑक्सीजन के प्रति Li से Cs तक घटती क्रियाशीलता दर्शाती हैं  
(d) Li से Cs तक बढ़ती विद्युतरूपात्मकता दर्शाती हैं।
- निम्नलिखित में से कौन-सा क्षार धातुओं का गुण नहीं है?  
(a) कम गलनांक  
(b) कम विद्युतरूपात्मकता  
(c) उच्च आयनन ऊर्जा  
(d) इनके आयन उत्कृष्ट गैसों के समइलेक्ट्रॉनिक होते हैं।
- लीथियम का रसायन Mg के लगभग समान होता है जबकि इन भिन्न समूहों में रखा गया है। इसका कारण है—  
(a) उनके परमाणु आकार का समान होना  
(b) इनके आवेश/आकार अनुपात का समान होना  
(c) उनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होना  
(d) उनकी प्रकृति में एक साथ उपस्थिति।
- क्षार धातुएँ प्रबल अपचायक होती हैं, इसका कारण है—  
(a) उनकी कम आयनन ऊर्जा  
(b) उनकी बड़ी आयनिक त्रिज्या  
(c) उनकी उच्च जलयोजन एन्थैल्पी  
(d) उनके उच्च  $E^\circ_{red}$  मान।
- सोडियम क्लोराइड को जल में विलेय करने पर, सोडियम आयन—  
(a) ऑक्सीकृत होते हैं (b) जलयोजित होते हैं  
(c) अपचयित होते हैं (d) इनमें से कोई नहीं।
- बेरिलियम विकर्ण सम्बन्ध दर्शाता है—  
(a) Na के साथ (b) B के साथ  
(c) Al के साथ (d) K के साथ।
- ज्वाला को ईट जैसा लाल रंग प्रदान करने वाला तथा गर्म करने पर विघटित होकर ऑक्सीजन तथा एक भूरे रंग की गैस देने वाला यौगिक है—  
(a) कैल्सियम कार्बोनेट (b) कैल्सियम नाइट्रेट  
(c) मैग्नीशियम कार्बोनेट (d) बेरियम नाइट्रेट।
- $Be(OH)_2$  होता है—  
(a) अम्लीय (b) क्षारकीय  
(c) उभयधर्मी (d) उदासीन।

12. समूह-2 के तत्वों के यौगिक समूह-1 के तत्वों के संगत लवणों की अपेक्षाकृत जल में कम विलेय होते हैं, क्योंकि—  
 (a) उनकी आयनन एन्थैल्पी उच्च होती है  
 (b) उनकी विद्युतऋणात्मकता कम होती है  
 (c) उनकी जलयोजन एन्थैल्पी कम होती है  
 (d) उनकी जालक एन्थैल्पी उच्च होती है
13. निम्नलिखित में से कौन-सा कैल्सियम क्लोराइड को प्रदर्शित करता है?  
 (a)  $\text{CaClO}_2$  (b)  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$   
 (c)  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$  (d)  $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$
14. निम्नलिखित में से कौन-सा क्लोराइड सह-संयोजक है?  
 (a)  $\text{NaCl}$  (b)  $\text{BeCl}_2$   
 (c)  $\text{CaCl}_2$  (d)  $\text{BaCl}_2$
15. समूह-2 के तत्वों के कार्बोनेटों के ऊष्मीय स्थायित्व के घटने का क्रम है—  
 (a)  $\text{BaCO}_3 > \text{SrCO}_3 > \text{CaCO}_3 > \text{MgCO}_3$   
 (b)  $\text{BaCO}_3 > \text{SrCO}_3 > \text{MgCO}_3 > \text{CaCO}_3$   
 (c)  $\text{CaCO}_3 > \text{SrCO}_3 > \text{MgCO}_3 > \text{BaCO}_3$   
 (d)  $\text{MgCO}_3 > \text{CaCO}_3 > \text{SrCO}_3 > \text{BaCO}_3$
16. एक पटाखा जलने पर किरमिजी (crimson) रंग देता है। इसमें निम्न में से किस धातु का लवण उपस्थित है?  
 (a) कैल्सियम (b) सोडियम  
 (c) बेरियम (d) स्ट्रॉन्शियम
17. क्षार धातुओं में उपस्थित होते हैं—  
 (a) 7 संयोजी इलेक्ट्रॉन (b) 1 संयोजी इलेक्ट्रॉन  
 (c) 4 संयोजी इलेक्ट्रॉन (d) 2 संयोजी इलेक्ट्रॉन
18. क्षार धातुएँ बुन्सन ज्वाला को रंग प्रदान करती हैं। इसका कारण है—  
 (a) उनका कम आयनन विभव  
 (b) उनका कम गलनांक  
 (c) उनकी मृदुता  
 (d) उनके बाह्यतम कक्ष में एक इलेक्ट्रॉन की उपस्थिति
19. गलित सोडियम क्लोराइड का विद्युत-अपघटन करके किसे औद्योगिक रूप से प्राप्त किया जाता है?  
 (a)  $\text{NaOH}$  (b)  $\text{NaClO}$   
 (c)  $\text{NaClO}_3$  (d)  $\text{Na}$
20. सोडियम को 40%  $\text{NaCl}$  तथा 60%  $\text{CaCl}_2$  के गलित मिश्रण का विद्युत-अपघटन करके प्राप्त किया जाता है क्योंकि—  
 (a)  $\text{Ca}^{2+}$  आयन  $\text{NaCl}$  को  $\text{Na}$  में अपचयित कर सकते हैं  
 (b)  $\text{CaCl}_2$  विद्युत के चालन में सहायता करता है  
 (c) इस मिश्रण का गलनांक  $\text{NaCl}$  की अपेक्षाकृत कम होता है  
 (d)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{NaCl}$  से  $\text{Na}$  को विस्थापित कर सकता है
21. सोडियम कार्बोनेट का औद्योगिक निर्माण सॉल्वे प्रक्रम द्वारा किया जाता है। इस प्रक्रम में पुनः प्राप्त होने वाले (recycled) उत्पाद हैं—  
 (a)  $\text{CO}_2$  तथा  $\text{NH}_3$  (b)  $\text{CO}_2$  तथा  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
 (c)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaO}$  (d)  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CO}$
22. अप्रलिखित में से कौन-सा यौगिक एक उत्फुल्ल (efflorescent) पदार्थ है?  
 (a)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (b)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$   
 (c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (d)  $\text{NaHCO}_3$
23. क्षारीय मृदा धातुओं का बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है—  
 (a)  $ns^2$  (b)  $ns^1$   
 (c)  $np^6$  (d)  $nd^{10}$
24.  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  के विद्युत-अपघटन पर प्राप्त होता है—  
 (a) केवल पोटैशियम  
 (b) केवल मैग्नीशियम  
 (c) मैग्नीशियम तथा क्लोरीन  
 (d) पोटैशियम तथा मैग्नीशियम
25. क्लोरोफिल में कौन-सी धातु उपस्थित होती है?  
 (a)  $\text{Mg}$  (b)  $\text{Be}$   
 (c)  $\text{Ca}$  (d) इनमें से कोई नहीं
26. निम्नलिखित में से कौन-सा धातु कार्बोनेट गर्म करने पर विघटित हो जाता है?  
 (a)  $\text{MgCO}_3$  (b)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   
 (c)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (d)  $\text{Pb}_2\text{CO}_3$
27. मैग्नीशियम जलता है—  
 (a)  $\text{N}_2$  की उपस्थिति में (b)  $\text{CO}$  की उपस्थिति में  
 (c)  $\text{N}_2\text{O}$  की उपस्थिति में (d) इनमें से कोई नहीं
28.  $\text{MgCl}_2$  तथा  $\text{MgO}$  का मिश्रण कहलाता है—  
 (a) पोर्टलैण्ड सीमेण्ट (b) सॉरेल सीमेण्ट  
 (c) द्विक लवण (d) इनमें से कोई नहीं
29. निम्नलिखित में से कौन-सा ज्वाला को ईंट जैसा लाल रंग प्रदान करता है?  
 (a)  $\text{Ca}$  (b)  $\text{Ba}$   
 (c)  $\text{Sr}$  (d) इनमें से कोई नहीं
30. एक पदार्थ  $\text{CO}_2$  को अवशोषित कर लेता है तथा जल के साथ प्रबलता से क्रिया करता है। पदार्थ है—  
 (a)  $\text{CaCO}_3$  (b)  $\text{CaO}$   
 (c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (d)  $\text{ZnO}$
31. प्लास्टर ऑफ पेरिस है—  
 (a)  $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (b)  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$   
 (c)  $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$  (d)  $\text{CaSO}_4 \cdot 1\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$
32. पोर्टलैण्ड सीमेण्ट को प्राप्त किया जाता है—  
 (a) चूना पत्थर, चिकनी मिट्टी तथा बालू से  
 (b) चूना पत्थर, जिप्सम तथा बालू से  
 (c) चूना पत्थर, जिप्सम तथा एल्युमिना से  
 (d) चूना पत्थर, चिकनी मिट्टी तथा जिप्सम से
33. सीमेण्ट का कौन-सा अवयव सबसे मन्द गति से जमता है?  
 (a) डाइकैल्सियम सिलिकेट  
 (b) ट्राइकैल्सियम सिलिकेट  
 (c) ट्राइकैल्सियम एल्युमिनेट  
 (d) ट्राइकैल्सियम एल्युमिनोफैराइट
34.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  को वायु में खुला छोड़ने पर यह—  
 (a) नमी को अवशोषित कर लेता है  
 (b) जल का हास (lose) करके निर्जलीय लवण बना लेता है

- (c) जल की हानि द्वारा मोनोहाइड्रेट बना लेता है  
(d) विघटित होकर  $\text{CO}_2$  तथा  $\text{Na}_2\text{O}$  देता है।
35. प्लास्टर ऑफ पेरिस के जमने पर, हेमोहाइड्रेट परिवर्तित हो जाता है—  
(a) मोनोहाइड्रेट में (b) ऑर्थोराय्मिक जिप्सम में  
(c) मोनोक्लिनिक जिप्सम में (d) मृत ज्वलित प्लास्टर में।
36. निम्नलिखित में से कौन-सा तत्व शेष तत्वों से भौतिक तथा रासायनिक गुणों में भिन्न है?  
(a) Li (b) Na  
(c) Rb (d) Cs.
37. सॉरेल सीमेण्ट का संघटन है—  
(a)  $5\text{MgCl}_2 \cdot \text{MgO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$   
(b)  $\text{MgCl}_2 \cdot 5\text{MgO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$   
(c)  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{MgO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$   
(d)  $\text{MgCl}_2 \cdot 2\text{MgO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .
38. एप्सम लवण को  $150^\circ\text{C}$  पर गर्म करने पर प्राप्त होने वाला यौगिक है—  
(a)  $\text{MgSO}_4$  (b)  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$   
(c)  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (d)  $\text{MgO}$ .
39.  $\text{CaO}$  को ऑक्सी-हाइड्रोजन ज्वाला में गर्म करने पर—  
(a) यह विघटित होकर ऑक्सोजन देता है  
(b) यह गलकर गलित  $\text{CaO}$  देता है  
(c) यह उद्दीप्त (incandescent) हो जाता है  
(d) कोई प्रेक्षित परिवर्तन नहीं होता है।
40. बुझे हुए चूने की क्रिया क्लोरीन से कराने पर प्राप्त होता है—  
(a)  $\text{CaCl}_2$  (b)  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$   
(c)  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$  (d)  $\text{CaOCl}_2$
41. निम्नलिखित में से कौन-सा रासायनिक रूप से  $\text{CaCO}_3$  नहीं है—  
(a) अवशेषित चॉक  
(b) आइसलैण्ड स्पार (Iceland spar)  
(c) समुद्री जीवों के कवच  
(d) एम्बेस्टिस।
42. निर्जलीय  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  तथा  $\text{NaHCO}_3$  के मिश्रण को  $100^\circ\text{C}$  पर करने पर द्रव्यमान में कमी प्रेक्षित की गयी। इसका कारण है—  
(a) केवल  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  का विघटन  
(b) केवल  $\text{NaHCO}_3$  का विघटन  
(c) दोनों का विघटन  
(d) क्रिस्टल जल का ह्रास
43. ईंधन की सहायता से निष्कर्षित किया जाने वाला क्लोराइड है—  
(a)  $\text{NaCl}$  (b)  $\text{LiCl}$   
(c)  $\text{BaCl}_2$  (d)  $\text{CaCl}_2$
44. निम्नलिखित में से दुर्बलतम क्षारक है—  
(a)  $\text{NaOH}$  (b)  $\text{KOH}$   
(c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (d)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
45. कैल्सियम क्लोराइड तथा पोटेशियम क्लोराइड के विलयन में किया जा सकता है—  
(a) ज्वाला परीक्षण द्वारा  
(b) उनके रंगों की तुलना करके  
(c) प्रत्येक विलयन में  $\text{NH}_4\text{OH}$  मिलाकर  
(d) प्रत्येक विलयन में  $\text{AgNO}_3$  मिलाकर।

## उत्तर

1. (b) 2. (a) 3. (d) 4. (a) 5. (c) 6. (b) 7. (a) 8. (b) 9. (c) 10. (a)  
11. (c) 12. (d) 13. (d) 14. (b) 15. (a) 16. (d) 17. (b) 18. (a) 19. (d) 20. (c)  
21. (a) 22. (b) 23. (a) 24. (c) 25. (a) 26. (a) 27. (a) 28. (b) 29. (a) 30. (b)  
31. (c) 32. (d) 33. (a) 34. (c) 35. (c) 36. (a) 37. (b) 38. (b) 39. (c) 40. (d)  
41. (d) 42. (b) 43. (b) 44. (d) 45. (a)

## 'सत्य/असत्य' प्रकार के प्रश्न

## 'True or False' Type Questions

बताइए कि निम्नलिखित कथन सत्य (T) हैं अथवा असत्य (F) हैं—

1. s-ब्लॉक के तत्वों को संक्रमण तत्व भी कहा जाता है।
2. प्रत्येक समूह का प्रथम तत्व समूह के अन्य तत्वों के साथ अत्यधिक समानता प्रदर्शित करता है।
3. बेरिलियम सिलिकॉन के साथ विकर्ण सम्बन्ध दर्शाता है।
4. क्षार धातुओं का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास [उत्कृष्ट गैस]  $ns^1$  प्रकार का होता है।
5. क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक त्रिज्याएँ उनके संगत आवर्तों में सबसे छोटी होती हैं।
6. क्षार धातुओं का घनत्व Li से Cs तक बढ़ता है।
7. प्रत्येक क्षार धातु अपने आवर्त में सर्वाधिक विद्युतधनात्मक तत्व है।
8. क्षार धातु आयनों की जलयोजन एन्थैल्पी  $\text{Li}^+$  से  $\text{Cs}^+$  तक बढ़ती है।
9. Li का प्रयोग प्रकाशविद्युत सेलों में किया जाता है।
10. K, Rb तथा Cs मुख्यतः सुपरऑक्साइड बनाते हैं।
11. लीथियम हैलाइड मुख्यतः आयनिक होते हैं।
12. क्षार धातुओं में से लीथियम प्रबलतम अपचायक है।
13. क्षार धातुएँ द्रव अमोनिया में अविलेय होती हैं।
14. क्षारीय मृदा धातुओं के घनत्व क्षार धातुओं की अपेक्षाकृत बहुत कम होते हैं।
15. क्षारीय मृदा धातुओं की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी क्षार धातुओं की अपेक्षाकृत बहुत कम होती है।
16. क्षारीय मृदा धातुओं के द्विधनात्मक आयन रंगीन तथा अनुपस्थित होते हैं।

17. क्षारीय मृदा धातु ज्वाला को हट जैसा लाल रंग प्रदान करती है।  
 18.  $\text{BeCl}_2$  कम गलनांक वाला वाष्पशील होम है।  
 19. क्षारीय मृदा धातुओं में बेरियम में जलित निर्माण की क्षमता सर्वाधिक होती है।  
 20. लीथियम प्रकृति में अपने कार्बोनेट तथा सल्फेटों के रूप में पाया जाता है।

22. लीथियम धातु बहुत सी धातुओं के साथ मिश्रधातु बनाती है।  
 23. सोडियम प्रबल अपचायक का कार्य करता है।  
 24. जलयोजित मैग्नीशियम क्लोराइड को गर्म करने पर मैग्नीशियम ऑक्साइड प्राप्त होता है।  
 25. फ्लास्टर ऑफ पेरिस रासायनिक रूप में कैल्सियम सल्फेट मोनोहाइड्रेट होता है।

## उत्तर

1. F 2. F 3. F 4. T 5. F 6. T 7. T 8. F 9. F 10. T  
 11. F 12. T 13. F 14. F 15. T 16. F 17. F 18. F 19. T 20. F  
 21. F 22. T 23. T 24. T 25. F

### ‘रिक्त स्थानों को भरिए’ प्रकार के प्रश्न

‘Fill in the Blanks’ Type Questions

1. बर्क के तत्वों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ..... होता है।  
 2. बर्क के तत्वों द्वारा दर्शायी जाने वाली उच्चतम ऑक्सीकरण अवस्था उनकी ..... के बराबर होती है।  
 3. समूह में नीचे जाने पर क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक विज्याएँ ..... हैं।  
 4. क्षार धातु आयनों की जलयोजित होने की क्षमता  $\text{Li}^+$  से  $\text{Cs}^+$  तक ..... है।  
 5. लीथियम ज्वाला को ..... रंग प्रदान करता है।  
 6. क्षार धातुओं को ..... में रखा जाता है क्योंकि ये अत्यधिक ..... होती हैं तथा वायु में खुला रखने पर ..... हो जाती हैं।  
 7. ऑक्सीजन में गर्म करने पर लीथियम ..... बनाता है, सोडियम ..... बनाता है जबकि पोटेशियम ..... बनाता है।  
 8.  $\text{LiF}$  की ..... ऊर्जा उच्च होने के कारण यह जल में ..... होता है।  
 9. द्रव अमोनिया में किसी क्षार धातु का विलयन ..... रंग का होता है। इसमें ..... की उपस्थिति के कारण यह अत्यधिक ..... होता है।  
 10. लीथियम ..... के साथ विकर्ण सम्बन्ध दर्शाता है।  
 11. क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन ऊर्जाएँ संगत क्षार धातुओं की तुलना में ..... होती हैं।  
 12. क्षारीय मृदा धातुओं द्वारा द्विधनात्मक आयनों का निर्माण तथा उनकी उपस्थिति का कारण क्षारीय मृदा धातुओं की जलयोजन एन्थैल्पी का ..... होना है।  
 13.  $\text{BeO}$  ..... जालक बनाता है जिसमें उसकी समन्वय संख्या ..... होती है।  
 14. जल में  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  की अपेक्षा ..... विलेय होता है।  
 15. ज्वाला परीक्षण के दौरान सोडियम ज्वाला को ..... रंग प्रदान करता है जबकि पोटेशियम ..... रंग प्रदान करता है।  
 16. मिल्काइन अयस्क का सूत्र ..... होता है।  
 17. सोडियम का द्रव अमोनिया में बना विलयन ..... की उपस्थिति के कारण ..... रंग का होता है।  
 18. सोडियम-लैड मिश्रधातु का प्रयोग ..... के निर्माण के लिए किया जाता है, जिसे पेट्रोल की गुणवत्ता बढ़ाने के लिए ..... यौगिक के रूप में प्रयोग में लाया जाता है।  
 19. डोलोमाइट का सूत्र ..... है।  
 20. मैग्नीशियम जल को ..... K पर विघटित कर देता है जबकि कैल्सियम इसे ..... ही विघटित कर सकता है।  
 21. लीथियम, पौधों; जैसे— ..... की राख में भी उपस्थित होता है।  
 22. लीथियम ..... की अपेक्षा मृदु होता है जबकि अन्य क्षार धातुओं की अपेक्षा कठोर होता है।  
 23.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  के जलीय सान्द्र विलयन में  $\text{CO}_2$  प्रवाहित करने पर ..... बनता है।  
 24. कैसेराइट (Kaiserite) ..... का अयस्क है तथा इसका संघटन ..... होता है।  
 25. सीमेण्ट के औद्योगिक निर्माण के दौरान घूर्णी भट्टी से प्राप्त होने वाला हरे-काले रंग का उत्पाद ..... कहलाता है।

## उत्तर

1.  $ns^1$  2. समूह संख्या 3. बढ़ती 4. घटती  
 5. द्विधनात्मक 6. कैरोसीन तेल, सक्रिय, मलिन 7.  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KO}_2$  8. जालक, अधिलेय  
 9. नीले, अमोनीकृत इलेक्ट्रॉनों, चालक 10. मैग्नीशियम 11. उच्च  
 12. उच्च 13. सह-संयोजक, 4 14. अधिक 15. पीला, पीत बैंगनी  
 16.  $\text{YCl}$  17. अमोनीकृत इलेक्ट्रॉनों, गहरे नीले 21. ताम्बाकू 18. टेट्राएथिल लैड, अपस्फोटरोधी  
 19.  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  20. 373 K, ठण्डे में 25. सीमेण्ट विलंकर 22. लैड  
 23.  $\text{NaHCO}_3$  24. मैग्नीशियम,  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

## 'कथन-कारण' प्रकार के प्रश्न 'Assertion-Reason' Type Questions

नीचे दिये गये प्रश्नों में एक कथन तथा एक कारण दिया गया है। नीचे दिये निर्देशानुसार सही उत्तर (a), (b), (c) अथवा (d) का चयन कीजिए।

- (a) यदि कथन तथा कारण दोनों सत्य हैं तथा कारण कथन का सही स्पष्टीकरण है।  
(b) यदि कथन तथा कारण दोनों सत्य हैं तथा कारण कथन का सही स्पष्टीकरण नहीं है।  
(c) यदि कथन सत्य है परन्तु कारण असत्य है।  
(d) यदि कथन असत्य है परन्तु कारण सत्य है।

कथन	कारण
1. Be की प्रथम आयनन ऊर्जा B की अपेक्षाकृत उच्च होती है।	2p-कक्षक की ऊर्जा 2s-कक्षक की अपेक्षा कम होती है।
2. क्षार धातुओं की परमाणु तथा आयनिक विज्याएँ संगत आवर्त में सर्वाधिक होती हैं।	प्रत्येक क्षार धातु अपने आवर्त का प्रथम तत्व होता है।
3. क्षार धातु आयनों में जलयोजित होने की प्रबल क्षमता होती है।	क्षार धातु आयनों का आकार बड़ा होता है।
4. क्षार धातुओं के द्रव अमोनिया में बने विलयन उत्तम चालक होते हैं।	क्षार धातुओं के द्रव अमोनिया में बने विलयनों में अमोनीकृत धनायन के अमोनीकृत इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं।
5. क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड, संगत क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड की तुलना में अधिक क्षारकीय होते हैं।	क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन एन्थैल्पी, क्षार धातुओं की अपेक्षा कम होती है।

### उत्तर

1. (c) 2. (b) 3. (b) 4. (a) 5. (d)

## एन० सी० ई० आर० टी० प्रश्न

### NCERT Questions

1. क्षार धातुओं के सामान्य भौतिक एवं रासायनिक गुण क्या हैं?  
संकेत-कृपया पाठ्य देखें।  
2. क्षारीय मृदा धातुओं के सामान्य अभिलक्षण एवं गुणों में आवर्तिता की विवेचना कीजिए।  
संकेत-कृपया पाठ्य देखें।

3. क्षार धातुएँ, प्रकृति में क्यों नहीं पायी जाती हैं?

हल- बहुत अधिक अभिक्रियाशीलता के कारण क्षार धातुएँ प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं पायी जाती हैं।

4.  $\text{Na}_2\text{O}_2$  में सोडियम की ऑक्सीकरण अवस्था ज्ञात कीजिए।

हल-माना,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  में सोडियम की ऑक्सीकरण अवस्था  $x$  है।  
 $\text{Na}_2\text{O}_2$  एक परॉक्साइड है और इसमें एक परॉक्सी  $-\text{O}-\text{O}-$  बन्ध है।  
इसमें ऑक्सीजन की ऑक्सीकरण अवस्था  $-1$  है।

इस प्रकार,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  के लिये—

$$(2 \times x) + (-1 \times 2) = 0$$

$$x = +1$$

5. पोटैशियम की तुलना में सोडियम कम अभिक्रियाशील क्यों है? यताइए।

हल- सोडियम का मानक इलेक्ट्रोड विभव ( $E^\circ$ )  $(-2.714\text{V})$  पोटैशियम के मानक इलेक्ट्रोड विभव  $(-2.925\text{V})$  की तुलना में अधिक है। इसके अतिरिक्त सोडियम की आयनन एन्थैल्पी  $(496\text{ kJ mol}^{-1})$  भी पोटैशियम  $(419\text{ kJ mol}^{-1})$  से अधिक है। अतः सोडियम पोटैशियम से कम अभिक्रियाशील है।

6. निम्नलिखित के सन्दर्भ में क्षार धातुओं एवं क्षारीय मृदा धातुओं की तुलना कीजिए—  
(क) आयनन एन्थैल्पी (ख) ऑक्साइडों की क्षारकता  
(ग) हाइड्रॉक्साइडों की विलेयता।

हल- (क) क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन एन्थैल्पी क्षार धातुओं की तुलना में अधिक होती है, क्योंकि क्षारीय मृदा धातुओं में नाभिकीय आवेश अधिक होता है।

(ख) क्षार धातु ऑक्साइड क्षारीय मृदा धातु ऑक्साइडों की तुलना में अधिक क्षारीय होते हैं क्योंकि क्षार धातुएँ क्षारीय मृदा धातुओं की तुलना में अधिक विद्युतधनात्मक होती हैं।

(ग) क्षार धातु हाइड्रॉक्साइड क्षारीय मृदा धातु हाइड्रॉक्साइडों की तुलना में जल में अधिक घुलनशील होते हैं क्योंकि क्षारीय मृदा धातुओं के जालक एन्थैल्पी क्षार धातुओं की तुलना में अधिक होती है।

7. लीथियम किस प्रकार मैग्नीशियम से रासायनिक गुणों में समानताएँ दर्शाता है?

संकेत-कृपया पाठ्य देखें।

8. क्षार धातुएँ तथा क्षारीय मृदा धातुएँ रासायनिक अपचयन विधियों से क्यों नहीं प्राप्त किये जा सकते, समझाइए।

हल- क्षार धातुएँ तथा क्षारीय मृदा धातुएँ सामान्य उपयोग में आने वाले अपचायकों से अधिक प्रबल अपचायक हैं। इसलिए ये रासायनिक अपचयन विधियों द्वारा प्राप्त नहीं किये जा सकते।

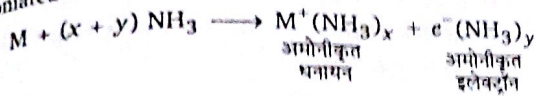
9. प्रकाश वैद्युत सेल में लीथियम के स्थान पर पोटैशियम एवं सीजियम क्यों प्रयुक्त किए जाते हैं?

5. अर्धक ताप

हल- लीथियम की आयनन एन्थैल्पी (Ionisation enthalpy)  $(520 \text{ kJ mol}^{-1})$ , पोटैशियम  $(419 \text{ kJ mol}^{-1})$  और सोडियम  $(496 \text{ kJ mol}^{-1})$  की आयनन एन्थैल्पी से बहुत अधिक है। इस कारण यह धातु को क्रिया से इलेक्ट्रॉन का उत्सर्जन नहीं करता जबकि पोटैशियम और सोडियम ऐसा करने में समर्थ हैं। इसलिए प्रकाश वैद्युत सेल में लीथियम के स्थान पर पोटैशियम तथा सोडियम को प्रयुक्त किया जाता है।

10. जब एक क्षार को द्रव अमोनिया में घोला जाता है तब विलियन विभिन्न रंग प्राप्त कर सकता है। इस प्रकार के रंग परिवर्तन का कारण बताइए।

हल- जब एक क्षार धातु को द्रव अमोनिया में घोला जाता है तो अमोनीकृत धनायन (ammoniated cations) और अमोनीकृत इलेक्ट्रॉन (ammoniated electrons) बनते हैं।



अमोनीकृत इलेक्ट्रॉन दृश्य प्रकाश (visible light) से ऊर्जा अवशोषित कर उत्तेजित हो जाते हैं और विलियन में गहरा नीला रंग उत्पन्न करते हैं। सामान्य विलियन में नीला रंग कॉपर रंग में बदल जाता है।

11. ज्वाला को बेरिलियम एवं मैग्नीशियम कोई रंग नहीं प्रदान करते हैं जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातुएँ ऐसा करती हैं। क्यों?

हल- Be और Mg की आयनन एन्थैल्पी (Ionisation enthalpies) अधिक होने के कारण इनके संयोजक इलेक्ट्रॉन (valence electrons) बहुत मजबूती से बंधे होते हैं (strongly bonded)। ये बुन्सेन ज्वाला (Bunsen flame) की ऊर्जा द्वारा उत्तेजित नहीं होते हैं। इसलिए ये तत्त्व ज्वाला में कोई रंग नहीं देते हैं। अन्य क्षारीय मृदा धातुओं की आयनन एन्थैल्पी कम होती है और इनके संयोजक इलेक्ट्रॉन ज्वाला (flame) द्वारा उत्तेजित होकर उच्च ऊर्जा स्तर में चले जाते हैं। इस कारण ये धातुएँ ज्वाला को विशेष रंग प्रदान करती हैं।

12. सॉल्वे प्रक्रम में होने वाली विभिन्न अभिक्रियाओं की विवेचना कीजिए।

संकेत- कृपया पाठ्य देखें।

13. पोटैशियम कार्बोनेट सॉल्वे विधि द्वारा नहीं बनाया जा सकता है। क्यों?

हल- पोटैशियम हाइड्रोजन कार्बोनेट ( $\text{KHCO}_3$ ) कार्बन डाइ-ऑक्साइड की उपस्थिति में जल में पर्याप्त मात्रा में घुलनशील है और अवशोषित नहीं होता है। इसलिए,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  को सॉल्वे विधि द्वारा नहीं बनाया जा सकता है।

14.  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  कम ताप पर एवं  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  उच्च ताप पर क्यों विघटित होता है?

हल-  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  कम ताप पर एवं  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  उच्च ताप पर विघटित होता है।  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ऊष्मा के प्रति  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  से कम स्थायी है क्योंकि  $\text{Li}^+$  आयन आकार में बहुत छोटा होता है और यह बड़े ऋणायन को ध्रुवित कर अधिक स्थायी  $\text{Li}_2\text{O}$  और  $\text{CO}_2$  का निर्माण करता है। यही कारण है कि  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  कम ताप पर विघटित हो जाता है।  $\text{Na}^+$  आयन आकार में बड़ा

होता है और  $\text{CO}_3^{2-}$  को ध्रुवित करने में असमर्थ है। इसलिए  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  उच्च ताप पर स्थिर है।

15. क्षार धातुओं के निम्नलिखित योगिकों की तुलना क्षारीय मृदा धातुओं के संगत योगिकों से विलेयता एवं तापीय स्थायित्व के आधार पर कीजिए- (क) नाइट्रेट (ख) कार्बोनेट (ग) सल्फेट।

हल- विलेयता : सभी क्षार धातुओं के नाइट्रेट, कार्बोनेट, सल्फेट पानी में घुलनशील हैं और इनकी विलेयता समूह में ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है क्योंकि जलयोजन ऊर्जा (Hydration energy) की तुलना में जालक ऊर्जा तेजी से घटती है।

सभी क्षारीय मृदा धातुओं के नाइट्रेट भी पानी में घुलनशील हैं परन्तु इनकी विलेयता समूह में नीचे चलने पर घटती जाती है क्योंकि जलयोजन ऊर्जा (Hydration energy) जालक ऊर्जा (lattice energy) की अपेक्षा तेजी से घटती है।

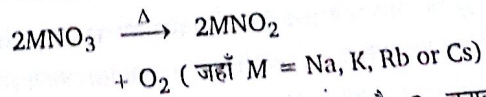
क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेट जल में अधिक घुलनशील नहीं हैं और इनकी विलेयता समूह में ऊपर से नीचे जाने पर घटती है।  $\text{BeCO}_3$  जल में सूक्ष्म विलेय है और  $\text{CaCO}_3$  लगभग अविलेय। समूह में ऊपर से नीचे जाने पर विलेयता घटती है क्योंकि जलयोजन ऊर्जा घटती है।

क्षारीय मृदा धातु सल्फेट क्षार धातु सल्फेट से जल में कम विलेय है।

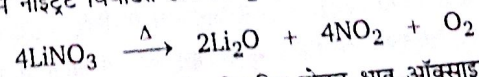
इनकी विलेयता समूह में ऊपर से नीचे चलने पर घटती है। क्षारीय मृदा धातु सल्फेटों की जालक ऊर्जा क्षार धातु सल्फेट की जालक ऊर्जा से अधिक होती है। यही कारण है कि इनकी विलेयता क्षार धातु सल्फेटों से कम होती है। समूह में ऊपर से नीचे जाने पर जलयोजन ऊर्जा का मान घटता है। परन्तु जालक ऊर्जा में कोई परिवर्तन नहीं होता। इसलिए  $\text{BeSO}_4$  से  $\text{BaSO}_4$  तक जाने पर विलेयता घटती है।

तापीय स्थायित्व :

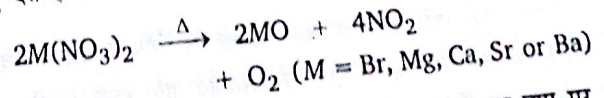
(क) क्षारीय मृदा धातुओं और क्षार धातुओं के नाइट्रेट गर्म करने पर विघटित हो जाते हैं। क्षार धातु के नाइट्रेट (Li के अतिरिक्त) विघटित होकर धातु नाइट्राइट बनाते हैं।



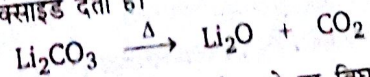
लीथियम नाइट्रेट विघटित होकर  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$  और  $\text{O}_2$  बनाता है।



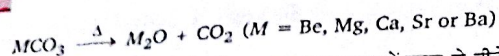
सभी क्षारीय मृदा धातु नाइट्रेट विघटित होकर धातु ऑक्साइड,  $\text{NO}_2$  तथा  $\text{O}_2$  देते हैं।



(ख) क्षार धातु के कार्बोनेट (Li के अतिरिक्त) उच्च ताप पर भी विघटित नहीं होते। लीथियम कार्बोनेट विघटित होकर लीथियम ऑक्साइड और कार्बन डाइ-ऑक्साइड देता है।

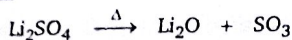


क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट गर्म करने पर विघटित होकर धातु ऑक्साइड और  $\text{CO}_2$  बनाते हैं।



क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेटों के विघटन का ताप समूह में ऊपर से नीचे चलने पर बढ़ता है। इस कारण इनके स्थायित्व में वृद्धि होती है, जो समूह में ऊपर से नीचे जाने पर विद्युतधनात्मक गुणों (electropositive character) में वृद्धि के कारण है।

(ग) क्षार धातुओं के सल्फेट (Li के अतिरिक्त) बहुत अधिक स्थायी होते हैं और आसानी से विघटित नहीं होते। लीथियम सल्फेट अग्र प्रकार विघटित होता है—



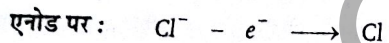
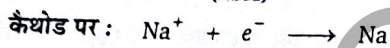
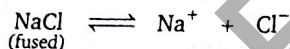
क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेटों में भी ऊष्मीय स्थायित्व (thermal stability) होता है और ये गर्म करने पर आसानी से विघटित नहीं होते। यह इनकी उच्च जालक ऊर्जा के कारण होता है। फिर भी ये अति उच्च ताप पर विघटित हो सकते हैं।

16. सोडियम क्लोराइड से प्रारम्भ करके निम्नलिखित को आप किस प्रकार बनायेंगे?

(i) सोडियम धातु (ii) सोडियम हाइड्रॉक्साइड

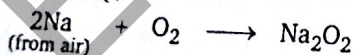
(iii) सोडियम पराक्साइड (iv) सोडियम कार्बोनेट

हल— (i) सोडियम धातु NaCl (40%) और CaCl<sub>2</sub> (60%) के गलित मिश्रण का विद्युत-अपघटन करने पर प्राप्त होती है। इसमें लौह (Iron) कैथोड और ग्रेफाइट एनोड (Down's cell) का प्रयोग किया जाता है। CaCl<sub>2</sub> का उपयोग NaCl का गलनांक कम करने के लिए किया जाता है। विद्युत-अपघटन करने पर Na कैथोड (cathode) पर प्राप्त होता है।

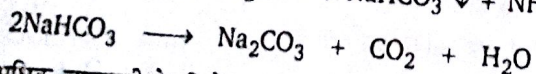
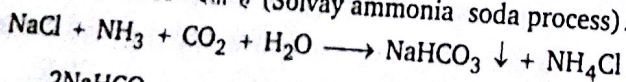


(ii) सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन का विद्युत अपघटन करने पर सोडियम हाइड्रॉक्साइड (Sodium Hydroxide) बनता है। इसमें पारा (mercury) कैथोड तथा कार्बन (carbon) एनोड का प्रयोग किया जाता है (Castner Kellner-cell)। अधिक जानकारी के लिए पाठ्य देखें।

(iii) सोडियम को CO<sub>2</sub> मुक्त वायु की अधिकता में गर्म करने पर सोडियम पराक्साइड बनता है।



(iv) CO<sub>2</sub> को अमोनिया युक्त नमक के घोल में प्रवाहित करने पर सोडियम बाइकार्बोनेट (NaHCO<sub>3</sub>) का अवक्षेप प्राप्त होता है, जो गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट देता है (Solvay ammonia soda process).



अधिक जानकारी के लिये पाठ्य देखें।

17. क्या होता है, जब—

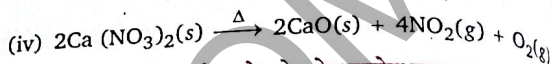
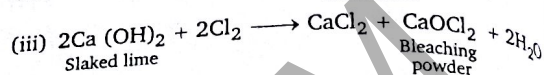
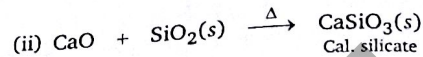
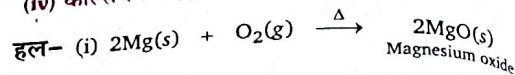
(i) मैग्नीशियम को हवा में जलाया जाता है।

नूतन माध्यमिक रसायन विज्ञान

(ii) बिना बुझे चूने को सिलिका के साथ गर्म किया जाता है।

(iii) क्लोरीन बुझे चूने से अभिक्रिया करती है।

(iv) कैल्सियम नाइट्रेट को गर्म किया जाता है।



18. निम्नलिखित में से प्रत्येक के दो-दो उपयोग बताइए—

(i) कॉस्टिक सोडा

(ii) सोडियम कार्बोनेट

(iii) बिना बुझा चूना

संकेत— कृपया पाठ्य देखें।

19. निम्नलिखित की संरचना बताइए— (i) BeCl<sub>2</sub> (वाष्प) (ii) BeCl<sub>2</sub> (ठोस)

संकेत— कृपया पाठ्य देखें।

20. सोडियम एवं पोटैशियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेट जल में विलेय हैं जबकि मैग्नीशियम एवं कैल्सियम के संगत लवण अल्प विलेय हैं। समझाइए।

हल— सोडियम एवं पोटैशियम आयनों का आकार मैग्नीशियम एवं कैल्सियम आयनों की अपेक्षा बड़ा होता है। बड़े आकार के कारण सोडियम तथा पोटैशियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेटों की जालक ऊर्जाओं का मान मैग्नीशियम एवं कैल्सियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेटों की जालक ऊर्जाओं (Lattice energies) के मान से बहुत कम है। यही कारण है कि सोडियम तथा पोटैशियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेट जल में आसानी से विलेय हो जाते हैं जबकि मैग्नीशियम एवं कैल्सियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेट जल में अल्प विलेय हैं।

21. निम्नलिखित की महत्ता बताइए—

(i) चूना-पत्थर

(ii) सीमेन्ट

(iii) प्लास्टर ऑफ पेरिस।

संकेत— कृपया पाठ्य देखें।

22. लीथियम के लवण साधारणतया जलयोजित होते हैं जबकि अन्य क्षार धातुओं के लवण साधारणतया निर्जलीय होते हैं। क्यों?

हल— सभी क्षार धातु आयनों में Li<sup>+</sup> आयन आकार में सबसे छोटा है। अपने छोटे आकार के कारण ये जल अणु (water molecule) को ध्रुवित कर देता है, उससे जुड़ जाता है और अन्य क्षार धातुओं की अपेक्षा आसानी से जलयोजित हो जाता है। इस कारण लीथियम के लवण सामान्यतः जलयोजित होते हैं, जैसे—LiCl · 2H<sub>2</sub>O.

23. LiF जल में लगभग अविलेय होता है जबकि LiCl न सिर्फ जल में बल्कि ऐसीटोन में भी विलेय होता है। कारण बताइए।

हल— LiF की जालक ऊर्जा (– 1005 kJ mol<sup>–1</sup>), LiCl की जालक ऊर्जा (– 845 kJ mol<sup>–1</sup>) से अधिक है जिस कारण LiF जल में लगभग

अविलेय तथा LiCl जल में विलेय है। इसके अतिरिक्त Cl<sup>-</sup> आयन के  $\pi$  आयन की अपेक्षा आकार में बड़ा होने के कारण LiCl की धुलीकरण की अपेक्षा Li<sup>+</sup> की अपेक्षा अधिक होती है। उच्च धुलीकरण की मात्रा के कारण LiCl में सह-संयोजक गुण अधिक होता है और यह ऐसीटोन (organic solvent) में विलेय है।

24. जल द्रवों में सोडियम, पोटेशियम, मैग्नीशियम एवं कैल्शियम की सार्थकता बताइए।

संकेत- कृपया पाठ्य देखें।

25. जसा होता है, जब

(i) सोडियम धातु को जल में डाला जाता है।

(ii) सोडियम धातु को हवा की अधिकता में गर्म किया जाता है।

(iii) सोडियम परॉक्साइड को जल में घोला जाता है।

हल- (i)  $2\text{Na}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g)$

H<sub>2</sub> गैस मुक्त होती है, जो अभिक्रिया में उत्पन्न ऊर्जा के कारण आग फैल लेती है।

(ii)  $2\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$   
Sod-Peroxide

(iii)  $\text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}_2(aq)$

26. निम्नलिखित में से प्रत्येक प्रेक्षण पर टिप्पणी लिखिए-

(क) जलीय विलयनों में क्षार धातु आयनों की गतिशीलता  $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+ < \text{Cs}^+$  क्रम में होती है।

(ख) लीथियम ऐसी एकमात्र क्षार धातु है, जो नाइट्राइड बनाती है।

(ग)  $\text{M}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{M}(s)$  हेतु  $E^\circ$

(जहाँ  $\text{M} = \text{Ca}, \text{Sr}$  या  $\text{Ba}$ ) लगभग स्थिरांक है।

हल- (क) क्षार धातु आयन का आकार जितना छोटा होगा, उसकी जलयोजन की मात्रा उतनी अधिक होगी और उसकी गतिशीलता भी उतनी

ही कम होगी। क्षार धातु आयनों के आकार का क्रम निम्न है-

$\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+ < \text{Cs}^+$  इसलिए क्षार धातु आयनों की गतिशीलता का क्रम  $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+ < \text{Rb}^+ < \text{Cs}^+$  है।

(ख) लीथियम और मैग्नीशियम विकर्ण सम्बन्ध रखते हैं। ये दोनों लगभग समान विद्युतऋणात्मक हैं। इसलिए Mg की तरह लीथियम भी जलयोजन से अभिक्रिया करके नाइट्राइड बनाता है जबकि दूसरे क्षार धातु ऐसा करने में असमर्थ हैं।

$6\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2\text{Li}_3\text{N}(s)$

(ग) किसी भी निकाय के लिए  $E^\circ$  का मान निम्न तीन कारकों पर निर्भर करता है-

(i) वाष्पन की ऊष्मा (Enthalpy of vaporisation)

(ii) आयनन की ऊष्मा (Ionisation enthalpy)

(iii) जलीकरण की ऊष्मा (Hydration enthalpy)

उपरोक्त तीनों कारकों का सम्मिलित प्रभाव Ca, Sr और Ba पर समान है। इसलिये इन तीनों के लिए  $E^\circ$  का मान लगभग समान होता है।

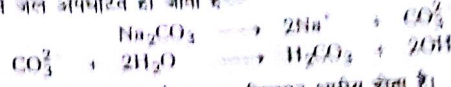
27. समझाइये कि क्यों-

(क)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  का विलयन क्षारीय होता है?

(ख) क्षार धातुएँ उनके संगतित क्लोराइडों के विलुप्त-अपघटन से प्राप्त की जाती हैं?

(ग) पोटेशियम की तुलना में सोडियम अधिक उपयोगी है?

हल- (क)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  एक दुर्बल अम्ल ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) और एक प्रबल क्षार (NaOH) से बना लवण है। जब यह जल में घोला जाता है तो निम्न प्रकार से जल अपघटित हो जाता है-



$\text{OH}^-$  की अधिकता के कारण विलयन क्षारीय होता है।

(ख) क्षार धातु आयनों के मानक अपचयन विभव का मान हाइड्रोजन के मानक अपचयन विभव के मान से बहुत कम होता है। इसलिए, क्षार धातु क्लोराइड के जलीय विलयन का विलुप्त अपघटन करने पर क्षार धातु के स्थान पर हाइड्रोजन कैथोड पर मुक्त होती है। क्षार धातुओं का निर्माण इनके संगतित क्लोराइडों के विलुप्त अपघटन से किया जाता है।

(ग) सोडियम जैविक क्रियाविधि में पोटेशियम (K) की अपेक्षा अधिक उपयोगी है। सोडियम आयन तंत्र (nerve) आवेग के संचरण में, कोशिका झिल्ली (cell membrane) में पानी के परिवहन में और रक्त में कोशिकाओं के कोशों में परिवहन सहायता करता है। सोडियम कोशों को घेरे हुए blood plasma में रहता है। यद्यपि  $\text{K}^+$  आयन भी जैविक तंत्रों में घेरे हुए उपयोगी कार्य करते हैं फिर भी  $\text{Na}^+$  का कार्य अधिक महत्वपूर्ण है। यही कारण है कि सोडियम पोटेशियम से अधिक आवश्यक है।

28. निम्नलिखित के मध्य क्रियाओं के समुचित समीकरण लिखिए-

(क)  $\text{Na}_2\text{O}_2$  एवं जल (ख)  $\text{KO}_2$  एवं जल

(ग)  $\text{Na}_2\text{O}$  एवं  $\text{CO}_2$

हल- (क)  $\text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}_2(aq)$

(ख)  $2\text{KO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow 2\text{KOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}_2(aq) + \text{O}_2(g)$

(ग)  $\text{Na}_2\text{O}(s) + \text{CO}_2(g) \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s)$

29. आप निम्नलिखित तथ्यों को कैसे समझाएंगे?

(क) BeO जल में अविलेय है जबकि  $\text{BeSO}_4$  विलेय है।

(ख) BaO जल में विलेय है जबकि  $\text{BaSO}_4$  अविलेय है।

(ग) एथेनॉल में LiI, KI की तुलना में अधिक विलेय है।

हल- (क) BeO सह-संयोजक प्रकृति का होता है और जल में अविलेय है जबकि  $\text{BeSO}_4$  आयनिक प्रकृति का होता है और जल में विलेय है।  $\text{BeSO}_4$  की जलयोजन ऊर्जा  $\text{Be}^{2+}$  आयन का आकार छोटा होने के कारण जालक ऊर्जा से बहुत अधिक होती है। इस कारण यह जल में विलेय है।

(ख) BaO और  $\text{BaSO}_4$  दोनों आयनिक प्रकृति के होते हैं परन्तु  $\text{SO}_4^{2-}$  आयन का आकार  $\text{O}^{2-}$  आयन के आकार से अधिक होता है। चूँकि एक छोटा ऋणायन बड़े धनायन को जितनी स्थिरता प्रदान करता है, बड़ा ऋणायन बड़े धनायन को उससे कहीं अधिक क्षमता से स्थिर बनाता है अतएव  $\text{BaSO}_4$  की जालक ऊर्जा BaO से बहुत अधिक होती है। यही कारण है कि BaO जल में विलेय है जबकि  $\text{BaSO}_4$  अविलेय।

(ग)  $\text{Li}^+$  आयन  $\text{K}^+$  आयन से बहुत छोटा होता है और यह  $\text{I}^-$  आयन को  $\text{K}^+$  आयन की अपेक्षा अधिक सीमा तक धुवित कर सकता है। इस प्रकार  $\text{LiI}$  में सह-संयोजक गुण  $\text{KI}$  से अधिक है। यही कारण है कि  $\text{LiI}$  एथिल एल्कोहल में  $\text{KI}$  की अपेक्षा अधिक घुलनशील है।

30. इनमें से किस क्षार धातु का गलनांक न्यूनतम है?

(क) Na

(ख) K

(ग) Rb

(घ) Cs

हल- (घ) Cs, धातु के परमाणु का आकार बढ़ने पर गलनांक कम हो जाता है क्योंकि आकार बढ़ने पर धातु आबन्ध कमजोर हो जाते हैं।

31. निम्नलिखित में से कौन-सी क्षार धातु जलयोजित सवण देती है?

(क) Li

(ख) Na

(ग) K

(घ) Cs

नूतन माध्यमिक रसायन विज्ञान

हल- (क) Li, उपरोक्त सभी क्षार धातुओं में Li का आकार सबसे छोटा है। इस कारण  $\text{Li}^+$  आयन  $\text{H}_2\text{O}$  अणु को अधिक धुवित कर देता है। उससे जुड़ जाता है और जलयोजित हो जाता है।

32. निम्नलिखित में कौन-सी क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेट ताप के

सबसे अधिक स्थायी है?

(ख)  $\text{CaCO}_3$

(क)  $\text{MgCO}_3$

(घ)  $\text{BaCO}_3$

(ग)  $\text{SrCO}_3$

हल- (घ)  $\text{BaCO}_3$

धातु का विद्युतधनात्मक गुण बढ़ने पर धातु कार्बोनेट का ताप के स्थायित्व बढ़ता है।



TECHHOEDU.COM