10 Chapter

s-ब्लॉक तत्व
(s-Block Elements)

INSIDE THIS CHAPTER

10.1 वर्ग I के तत्व क्षार धातुयें
10.1.1 क्षार धातुओं के भौतिक गुण
10.1.2 क्षार धातुओं के रासायनिक गुण
10.1.3 Li का असंगत व्यवहार
10.1.4 सोडियम के महत्त्वपूर्ण यौगिक
10.1.5 Na व K तत्वों की जैव उपयोगिता
10.2 वर्ग II के तत्व- क्षारीय मृदा धातुएँ
10.2.1 क्षारीय मृदा धातुओं के भौतिक गुण
10.2.2 क्षारीय मृदा धातुओं के रासायनिक गुण
10.2.3 ऑक्सो अम्लों के लवण
10.2.4 Be व Al में विकर्ण सम्बन्ध
10.2.5 Ca तत्व के कुछ महत्त्वपूर्ण यौगिक
10.2.6 Mg व Ca की जैव उपयोगिता
✦ *पाठ्य पुस्तक के प्रश्न एवं उत्तर*
✦ *प्रमुख प्रश्न एवं उत्तर*

- **प्रत्येक वर्ग का प्रथम तत्व अपने समूह के अन्य तत्वों से कई गुणों में भिन्नता प्रदर्शित करते है।**
- वे तत्व जिनमें आने वाला अन्तिम इलेक्ट्रॉन s कक्षक में जाता है, उन्हें **s-ब्लॉक तत्व** कहते हैं।
- s-ब्लॉक तत्व आधुनिक आवर्त सारणी में प्रथम दो खड़े खानों में स्थित है।
- s-कक्षक में अधिकतम 2 इलैक्ट्रॉन उपस्थित हो सकते हैं। अतः s-ब्लॉक तत्वों में केवल दो ही वर्ग [1&2] आते हैं।
- प्रथम वर्ग के तत्व निम्न है।
  Li लीथियम; Na सोडियम; K पोटैशियम; Rb रूबीडियम; Cs सीजियम एवं Fr फ्रेन्सियम
- प्रथम वर्ग के तत्वों को क्षार–धातुओं के रूप में जाना जाता है। क्योंकि ये तत्व जल के साथ अभिक्रिया करके क्षारीय प्रकृति के हाइड्रॉऑक्साइड बनाते है इसलिये इन्हें **क्षार धातुऐं** कहते हैं।
- द्वितीय वर्ग के तत्व निम्न हैं
  Be बेरीलियम; Mg मैग्नीशियम; Ca केल्शियम; Sr स्ट्रॉन्शियम; Ba बैरियम एवं Ra रेडियम
- बेरीलियम के अतिरिक्त शेष तत्व क्षारीय मृदा धातुओं के नाम से जाने जाते है, चूँकि इनके ऑक्साइड एवं हाइड्रोऑक्साइड की प्रकृति क्षारीय होती है, ये ऑक्साइड भूपर्पटी [Earth-crust] [पृथ्वी की सतह पर पतली चट्टानी सतह को भूपर्पटी कहलाती है] में पाये जाते है।
- क्षार–धातुओं में Na व K प्रचुर मात्रा में मिलते हैं जबकि Li, Rb एवं Cs अल्प मात्रा में पाए जाते हैं
- Fr एक **रेडियो-एक्टिव** तत्व है। Fr की अधिकतम आयु वाले समस्थानिक 223_{Fr} की अर्ध आयु मात्र 21 मिनट है।
- क्षारीय मृदा धातुओं की भूपर्पटी में उपस्थिति के आधार पर Ca तथा Mg का स्थान क्रमशः पाँचवा तथा छठवाँ स्थान है। Sr व Ba की उपलब्धता बहुत कम हैं। Be एक दुर्लभ धातु है, रेडियम की मात्रा आग्नेय शैल (पिघली हुई चट्टान के शीतलन से बनी कठोर चट्टान) में केवल 10^{-10}% है।
- एक संयोजी Na तथा K आयन एवं द्विसंयोजी Mg और Ca आयन जैव तरलों में बहुत अधिक मात्रा में पाए जाते हैं। ये आयन जैवीय अभिक्रियाओं, जैसे आयन का सन्तुलन और शिरा आवेग संचरण [Nerve impulse Conduction] आदि में महत्वपूर्ण भूमिका निभाते हैं।

s-ब्लॉक तत्व

प्रथम वर्ग		द्वितीय वर्ग	
Li (3)	*लीथियम*	Be (4)	*बेरीलियम*
Na (11)	सोडियम	Mg (12)	मैग्नीशियम
K (9)	पोटैशियम	Ca (20)	कैल्सियम
Rb (37)	रूबीडियम	Sr (38)	स्ट्रान्शियम
Cs (55)	सीजियम	Ba (56)	बैरियम
Fr (87)	फ्रेन्सियम	Ra (88)	रेडियम

10.1 वर्ग 1 के तत्व क्षार धातुयें

- वर्ग 1 में कुल छ तत्व है।
- वर्ग 1 के तत्वों को क्षारीय धातुऐं कहते हैं।
- वर्ग 1 के तत्वों को s^1- ब्लॉक तत्व कहते है।
- क्षार धातुओं के रासायनिक एवं भौतिक गुणों में परमाणु क्रमांक के साथ एक नियमित प्रवृति पाई जाती है।
- इन तत्वों के परमाण्वीय, भौतिक तथा रासायनिक गुणों का विवेचन यहाँ किया जा रहा है।
- ये मुलायम, विद्युत के सुचालक तथा धात्विक प्रकृति के तत्त्व है।
- 1 वर्ग के तत्त्व क्षार धातु कहलाते हैं क्योंकि ये जल के साथ अभिक्रिया करके क्षारीय प्रकृति के हाइड्राक्साइड बनाते हैं।
- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 है।

उपलब्धता–

- क्षार धातुएं अत्यधिक सक्रिय होने के कारण मुक्त अवस्था में नहीं पायी जाती है, परन्तु संयुक्त अवस्था में ये धातु हैलाइड, ऑक्साइड, सिलीकेट, बोरेट तथा नाइट्रेट के रूप में प्रकृति में सभी स्थानों पर उपलब्ध होती है।
- लीथियम भूपर्पटी पर बहुतायत में पाया जाने वाला पैंतीसवाँ (भारात्मक रूप से) तत्त्व है और मुख्य रूप से सिलिकेट खनिजों के रूप में

मिलता है।

- सोडियम तथा पोटेशियम भूपर्पटी पर भारात्मक रूप में पाये जाने वाले क्रमशः सातवें तथा आठवें अतिबाहुल्य (most abundant) तत्त्व है।
- NaCl तथा KCl समुद्री जल में अत्यधिक मात्रा में पाये जाते हैं।
- सोडियम का सबसे बड़ा स्त्रोत रॉक साल्ट (NaCl) है। $Na_2B_4O_7.10H_2O$ (बोरेक्स), Na_2CO_3, $NaHCO_3.2H_2O$ (ट्रोना) तथा $NaNO_3$ (चीली साल्ट पीटर) सोडियम के अन्य खनिज है।
- पोटेशियम मुख्य रूप से KCl, $KCl.MgCl_2.6H_2O$ (कार्नेलाइट), $K_2OAl_2O_3.6SiO_2$ (फेलस्पार) के रूप में मिलता है।
- रूबीडियम तथा सीजियम प्रकृति में अल्प मात्रा में पाये जाते हैं।
- फ्रेन्सियम एकअति रेडियोसक्रिय तत्त्व है इसके अधिकतम दीर्घ आयु वाले समस्थानिक ^{223}Fr की अर्ध आयु मात्र 21 मिनिट है।

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास-

- क्षारीय धातुओं की बाधतम s-कक्षक में एक इलेक्ट्रॉन उपस्थित होता है (ns^1)-

तत्त्व	पर.कं.	इलैक्ट्रॉनिक विन्यास
Li	3	$1s^2, 2s^1$
Na	11	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$
K	19	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^1$
Rb	37	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6, 5s^1$
Cs	55	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6, 4d^{10}, 5s^2 5p^6 6s^1$
Fr	87	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^6, 4d^{10} 4f^{14}, 5s^2 5p^6 5d^{10}, 6s^2 6p^6, 7s^1$

10.1.1 क्षार धातुओं के भौतिक गुण-

- क्षार धातुओं के भौतिक गुणों में क्रमिक परिवर्तन पाये जाते हैं जिन्हें सारणी 10.1 में प्रदर्शित किया गया है-

सारणी 10.1 क्षार धातुओं के परमाण्विक एवं भौतिक गुण
(Atomic and Physical Properties of the Alkali Metals)

गुण	लीथियम	सोडियम	पोटैशियम	रूबीडियम	सीजियम	फ्रेन्सियम
परमाणु–क्रमांक	3	11	19	37	55	87
परमाणु द्रव्यमान ($g\ mol^{-1}$)	6.94	22.99	39.10	85.47	132.91	(223)
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	$[He]2s^1$	$[Ne]3s^1$	$[Ar]4s^1$	$[Kr]5s^1$	$[Xe]6s^1$	$[Rn]7s^1$
आयनन एन्थैल्पी / $kJ\ mol^{-1}$	520	496	419	403	376	~375
जलयोजन एन्थैल्पी / $kJ\ mol^{-1}$	-506	-406	-330	-310	-276	-
धात्विक त्रिज्या / pm	152	186	227	248	265	-
आयनी त्रिज्या M^+ / pm	76	102	138	152	167	(180)
गलनांक / K	454	371	336	312	302	-
क्वथनांक / K	1615	1156	1032	961	944	-
घनत्व / $g\ cm^{-3}$	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90	-
मानक विभव $E^{\ominus}/V(M^+/M)$ के लिए	-3.04	-2.714	-2.925	-2.930	-2.927	-

- ppm [Part per million] भारात्मक % स्थल मण्डल पृथ्वी का बाध तल, इसकी पर्पटी तथा भारी मेंटल भाग

1. परमाणु तथा आयनी त्रिज्या

- 1 वर्ग तत्त्वों की परमाण्वीय त्रिज्या अपने आवर्त में सर्वाधिक है (जिससे कम प्रभावी नाभिकीय आवेश के कारण)
- एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर प्रत्येक तत्त्व में एक नयी कक्षा के जुड़ने के कारण, इनका आकार लगातार बढ़ता है।
- 1 वर्ग तत्त्वों के आकार का क्रम निम्न होता है-

$Li < Na < K < Rb < Cs$

B. आयनिक त्रिज्या

1 वर्ग के तत्त्वों की आयनिक त्रिज्या निम्न सारणी में दी गई है-

1 वर्ग के धनायन

धनायन	आयनिक त्रिज्या (pm में)
Li^+	60
Na^+	95
K^+	133
Rb^+	148
Cs^+	169

- धनायन की त्रिज्या हमेशा परमाणु से कम होती है, क्योंकि–
(a) इलैक्ट्रॉनों का बाह्यतम कोश बिल्कुल खत्म हो जाता है।
(b) नाभिक का + आवेश, अब कम इलैक्ट्रॉनों की संख्या, पर कार्य

करता है। आकर्षण बढ़ने से आकार घटता है।

- 1 वर्ग के तत्त्व के धनायन का आकार 2nd वर्ग के तत्त्वों के धनायन की अपेक्षा अधिक होता है।
- वर्ग में ऊपर से नीचे जाते है तो धनायन का आकार बढ़ता है। (एक अधिक कक्षा की उपस्थिति के कारण)
- $Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+$ (प्रथम वर्ग के धनायन)

2. घनत्व [Density]

- 1 वर्ग के तत्त्व का घनत्व आवर्त सारणी में सबसे कम होता है,आयतन अधिक व भार कम होने के कारण
- कम घनत्व के कारण 1 वर्ग के तत्त्व हल्के हैं।
- Li. Na व K पानी से भी हल्के है। (तत्वों का मोलर (परमाण्वीय) आयतन अधिक है)
- 2nd वर्ग तत्त्व क्षारीय धातुओं की अपेक्षा ज्यादा घनत्व वाले है, क्योंकि ये मजबूती से संकुलित होते हैं।
  (उनके छोटे आकार एवं ज्यादा प्रभावी नाभिकीय आवेश के कारण)
- जब हम 1 वर्ग में ऊपर से नीचे जाते हैं तो घनत्व का मान लगातार बढ़ता है हालांकि कि पौटेशियम सोडियम से हल्का होता है। *(क्योंकि K में रिक्त d-कक्षकों की उपस्थिति के कारण इसका परमाण्वीय आयतन Na से दुगना हो जाता है)*
  Li < K < Na < Rb < Cs [घनत्व का कम]

3. गलनांक क्वथनांक

- 1 वर्ग समूह के तत्त्वों के बड़े आकार के कारण इनमें धात्विक बन्ध की समर्थ्य कम होती है।
- 1 वर्ग के तत्त्वों के गलनांक धात्विक बन्ध दुर्बल होने के कारण इनके गलनांक कम होते है।
- वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर गलनांक घटता है। [आकार बढते रहने केकारण धात्विक बन्ध की प्रबलता घटने के कारण]
- 1 वर्ग के तत्त्वों के गलनांक एवं क्वधनांक निम्न क्रम में होता
  Li > Nask > Rb > Cs

4. आयतन ऐन्थैल्पी

- 1 वर्ग के तत्त्वों की आयनन ऊर्जा का मान अपने आवर्त के अन्य तत्त्वों की तुलना में बहुत कम होता है। [आकार अत्यधिक बड़ा होने के कारण]
- वर्ग में Li से Cs की ओर नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी का मान कम होता जाता है क्योंकि परमाण आकार बढ़ता है।
- बाह्यतम इलेक्ट्रॉन जो नाभिक से अत्यधिक दूरी पर है, नाभिक के आकर्षण बल को कम अनुभव करता है और शीघ्रता से हटाया जा सकता है।
- कम आयनन ऊर्जा के फलस्वरूप क्षार धातुऐं प्रबल विद्युतधनी होती है। जैसे-जैसे वर्ग में नीचे जाने पर इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृति बढ़ती है, विद्युतधनी प्रकृति भी बढ़ती है।
- क्षार धातुओं की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी का मान बहुत उच्च होता है क्योंकि (i) M^+ आयन का विन्यास स्थायी (ns^2np^6) होता है (ii) M^+ आयन का आकार नाभिकीय आवेशमें वृद्धि के कारण छोटा होता है।
- 1 वर्ग के तत्त्वों की आयनन एन्थैल्पी का मान निम्न क्रम है-
  Li > Na > K > Rb > Cs

5. ज्वाला परीक्षण (Flame Test)

- क्षार धातुऐं तथा इनके लवण ऑक्सीकारक ज्वाला को निम्न प्रकार से अभिलाक्षणिक रंग प्रदान करते हैं-

धातु	Li	Na	K	Rb	Cs
रंग	किरमिजी लाल	पीला सुनहरी	बैंगनी हल्का	बैंगनी लाल	नीला
λ/nm	670.8	589.2	766.5	780.0	455.5

- कम आयनन ऊर्जा के कारण क्षार धातुओं के बाह्यतम इलेक्ट्रॉन सुगमता से उत्तेजित होकर उच्च्व ऊर्जा स्तर पर चले जाते है। जब ये इलेक्ट्रॉन पुन: अपनी तलस्थ ऊर्जा स्तर में लौटते हैं तो ऊर्जा का उत्सर्जन करते हैं जिसका तरंग दैर्ध्य (wave length) दृश्य क्षेत्र का होता है। अत: ज्वाला को अभिलाक्षणिक रंग प्रदान करते हैं।
- ज्वाला के रंग की तीव्रता (intensity) "फोटो विद्युत सेल" द्वारा नापी जा सकती है जो कि धातु की सान्द्रता पर निर्भर करती है क्षार धातुओं को परमाणवीय आवशोषण स्पेक्ट्रोमिती (Atomic Absorption Spectroscopy) द्वारा भी पहचाना जा सकता है।

6. प्रकाश विद्युत प्रभाव (Photoelectric effect)

- दृश्य प्रकाश के धातु सतह से टकराने पर इलेक्ट्रॉन के उत्सर्जन की घटना को 'प्रकाश विद्युत प्रभाव' कहते हैं कम आयनन ऊर्जाओं के कारण पोटेशियम तथा सीजियम का प्रयोग प्रकाश विद्युत सेल में इलेक्ट्रोड के रूप में किया जाता है।

7. अपचायक गुण (Reducing character)

- क्षार धातुओं के अपचयन विभव के मान कम होते है (इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृती अधिक होने के कारण)
- Na से Cs तक अपचायक प्रवृति बढ़ती है, सभी क्षार धातुओं में Li की आयनन ऊर्जा उच्चतम होने के बाद भी Li प्रबलतम अपचायक है।
- Li^+ आयन का आकार छोटा होने क कारण इसकी जलयोजन ऊर्जा का मान सबसे अधिक होता है। ($Li^+ > Na^+ > K^+ > Rb^+ > Cs^+$) जलयोजन ऊर्जा क्रम – पद III में उत्सर्जित जलयोजन ऊर्जा पद II की उच्च्व आयनन ऊर्जा को समायोजित कर देती है, और इलेक्ट्रॉन का परित्याग आसानी से हो जाता है। इस प्रकार लीथियम का

न्यूनतम अपचयन विभव मान उसकी प्रबलतम अपचायक प्रवृत्ति को दर्शाता है।

10.1.2 क्षार धातुओं के रासायनिक गुण

- क्षार धातुओं के बड़े आकार, कम आयनन ऊर्जा व न्यून परमाणु करण ऊर्जा के कारण ये अत्यन्त क्रियाशील होती है।
- ये आवर्त सारणी में सबसे अधिक क्रियाशील है।
- वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर क्रियाशीलता बढ़ती है।

  Li > Na > K > Rb > Cs

1. ऑक्सीजन के साथ क्रियाशीलता

- 1 वर्ग के तत्त्व II वर्ग के तत्त्वों की अपेक्षा अधिक क्रियाशील होते हैं।
- 1 वर्ग के तत्त्व II वर्ग की अपेक्षा ऑक्सीजन से बहुत अधिक बंधुता रखते हैं।
- एक क्षार धातु की ताजा काटी हुई सतह पर वायु में तुरंत एक सफेद परत बन जाती है। यह सतह परऑक्साइड बनाने के कारण होती है। ऑक्साइड M_2O नमी से क्रिया कर हाइड्रोक्साइड बनाते हैं, जो वातावरण की CO_2 से क्रिया कर कार्बोनेट में बदल जाता है।

$$2Na + \frac{1}{2}O_2(\text{वायु}) \xrightarrow{\text{वायु में खुला}} Na_2O$$

$$\underset{[\text{वातावरण की नमी}]}{Na_2O + H_2O} \rightarrow 2NaOH$$

$$2NaOH + \underset{[\text{वायु से}]}{CO_2} \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

- **इसलिये क्षार धातुओं की वायु से क्रिया को रोकने के लिए इन्हें केरोसीन या द्रव पैराफिन में रखा जाता है।**
- क्षार धातुऐं वायु में या ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलाये जाने पर अपने ऑक्साइड बनाती है।
- वायु में जलाने पर Li मोनोऑक्साइड (Li_2O), सोडियम Na_2O व Na_2O_2, K, Rb एवं Cs सुपर ऑक्साइड बनाते हैं।
- क्षार धातु मोनोऑक्साइड जल से क्रिया कर अत्याधिक आयनित हाइड्रोक्साइड बनाते हैं।

$$M_2O + HOH \rightarrow 2MOH \rightleftharpoons 2M^+ + 2OH^-$$

- क्षार धातुओं के परॉक्साइड एवं सुपर ऑक्साइड प्रबल ऑक्सीकारक है।
- तनु अम्लों से क्रिया कर सुपर ऑक्साइड क्रमशः पानी एवं ऑक्सीजन देते हैं

$$4KO_2 + \underset{[dil.]}{2H_2SO_4} \rightarrow 2K_2SO_4 + 2H_2O + 3O_2$$

- Li आयन, आकार छोटा होने के कारण छोटे ऐनायन, O^{2-} के साथ संयुक्त होकर स्थायी आयनिक आबंध बनाता है जबकि K^+, Rb^+ तथा Cs^+ आयन का आकार बड़ा होने के कारण बड़े ऐनायन, O_2^- के साथ सुपर ऑक्साईड बनाने की प्रवृति धातु आयनों का आकर बढ़ने के साथ-साथ बढ़ती है। इसे जालक ऊर्जा प्रभाव (Lattice energy effect) कहा जाता है।
- धन विद्युती गुण बढ़ने के साथ-साथ ऑक्साइडों का क्षारीय गुण तथा तापीय स्थायित्व बढ़ता है।
- परऑक्साइडों में $[-O-O-]^{2-}$ आयन होता है इस कारण ये प्रतिचुम्बकीय तथा प्रबल ऑक्सीकारक होते हैं।
- सुपर ऑक्साइडों में $[O_2^-]$ आयन होता है, इसलिए ये आयुग्मित इलेक्ट्रॉन की उपस्थिति के कारण अनुचुम्बकीय तथा रंगीन (LiO_2, NaO_2- पीला, KO_2- नारंगी, RbO_2-भूरा तथा CsO_2- नारंगी) होते हैं। अपवाद के रूप में लीथियम वायु में उपस्थित नाइट्रोजन से अभिक्रिया करके आयनिक नाइट्राइड ($3Li^+ + N^{3-}$) बनता है।

2. जल के साथ क्रिया (Reaction with water)

- क्षार धातुऐं जल और अन्य अम्लीय हाइड्रोजन परमाणु युक्त यौगिकों (एल्कोहल, गैसीय अमोनिया, ऐल्काइन आदि) के साथ क्रिया करके हाइड्रोजन गैस मुक्त करती है।

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2Na + 2HX \rightarrow 2NaX + H_1 \text{ (X = हैलोजन)}$$

$$2Na + 2CH \equiv CH \rightarrow \underset{\text{सोडियम ऐसीटिलाइड}}{2NaC \equiv CH} + H_2$$

- वर्ग में Li से Cs तक नीचे जाने पर धनविद्युती गुण बढ़ने के कारण जल के प्रति क्रियाशीलता बढ़ती है।

हाइड्रॉक्साईडों की क्षारीय प्रकृति

- क्षार धातुओं के ऑक्साइड जल द्वारा तुरन्त अपघटित होकर हाइड्रॉक्साइड जल द्वारा तुरन्त अपघटित होकर हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं।

$$M_2O + H_2O \rightarrow 2M^+ + 2OH^- + \text{ऊष्मा}$$

$$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow \underline{2Na^+ + 2O\bar{H}} + H_2O_2$$

$$2KO_2 + 2H_2O_2 \rightarrow \underset{\text{प्रबल क्षार}}{\underline{2K^+ + 2OH^-}} + H_2O_2 + O_2$$

- ये हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षार होते हैं। Na, K, Rb तथा Cs के हाइड्रॉक्साइड जल में अत्याधिक विलयशील तथा ताप के प्रति स्थायी होते हैं।
- जबकि लीथियम हाइड्रॉक्साइड जल में बहुत कम विलेय होता है और गर्म करने पर शीघ्रता से अपघटित हो जाता है।

  $2LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$

- क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइडों की क्षारीय प्रकृति वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है, क्योंकि आयनन ऊर्जाओं में कमी के कारण क्षार धातु तथा हाइड्रॉक्साइड आयन के मध्य आबंध कमजोर हो

जाता है जिसके फलस्वरूप विलयन में OH^- आयन सान्द्रता बढ़ जाती है।

$LiOH < NaOH < KOH < RbOH < CsOH$

3. डाइहाइड्रोजन से क्रियाशील-

- लगभग 673 K (लीथियम के लिए 1073K) पर क्षार धातुएं डाइहाइड्रोजन के साथ अभिक्रिया कर हाइड्राइड बनाती है।

  $2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$

- क्षार धातुओं के हाइड्राइड ठोस तथा आयनिक होते है। आयनिक गुण LiH से CsH तक जाने पर बढ़ता है।

  $LiH < NaH < KH < RbH < CsH$

- ये हाइड्राइड प्रबल अपचायक होते हैं तथा उनकी अपचायक प्रवृति वर्ग के नीचे जाने पर बढ़ती है।

  $LiH < NaH < KH < RbH < CsH$

- वर्ग में नीचे जाने पर परमाणु आकार बढ़ने के कारण M–H आबन्ध कमजोर होता जाता है। अत: तापीय स्थायित्व घटता है।

  $LiH > NaH > KH > RbH > CsH$

- क्षार धातु संकुल हाइड्राइड जैसे $LiAlH_4$ तथा $NaBH_4$ भी बनाते हैं जो प्रबल अपचायक होते है।

4. हैलोजन के साथ अभिक्रिया

- क्षार धातुऐं हैलोजन के साथ तीव्रता से क्रिया करके M^+X^- प्रकार के हैलाइड बनाती है।

  $2M + X_2 \rightarrow 2M^+X^-$

  अधिकांश क्षार धातु हैलाइड आयनिक होते हैं। इन हैलाइडों का आयनिक अथवा सहसंयोजक होना, धनायन की ध्रुवण क्षमता तथा ऋणायन की ध्रुवता पर निर्भर करता है। लीथियम धातु के हैलाइड आंशिक रूप से सहसंयोजक होते हैं। इसका कारण लीथियम की उच्च ध्रुवण क्षमता है। बड़े आकार के ऋणायन की ध्रुवता अधिक होती है इसलिए LiI सबसे अधिक सहसंयोजक गुण प्रदर्शित करता है।

  क्षार धातु हैलाइडों से सहसंयोजक गुण इस प्रकार होता है:

  $LiCl > NaCl > KCl > RbCl > CsCl$

  $LiI > LiBr > LiCl > LiF$

- क्षार धातु हैलाइड उच्च गलनांक व क्वथनांक (उच्च जालक ऊर्जा के कारण) वाले रंगहीन, क्रिस्टलीय ठोस पदार्थ होते है।
- इन हैलाइडों को उपयुक्त ऑक्साइड, हाइड्रॉक्साइड या कार्बोनेट की हाइड्रोहेलिक अम्ल (HX) के साथ अभिक्रिया करके बनाया जा सकता है।
- इन सभी हैलाइडों की संभवन एन्थैल्पी उच्च ऋणात्मक होती है क्षार धातुओं के फ्लुओराइडों की संभवन ऊर्जा ΔH_f^0 का मान वर्ग के नीचे की ओर बढने पर कम ऋणात्मक होता जाता है। अत: क्षार धातु फ्लुओराइड सबसे अधिक स्थायी होते हैं।
- फ्लुओराइड की संभवन ऊर्जा के ऋणात्मक मान Li से Cs तक जाने पर कम होते हैं। अत: इनके स्थायित्व का क्रम निम्न प्रकार होता है:

  $LiF > NaF > KF > RbF > CsF$

- सभी क्षार धातु हैलाइड जल में घुलनशील होते हैं। जल में LiF की निम्न विलेयता इसकी उच्च जालक ऊर्जा के कारण तथा CsI की निम्न विलेयता Cs^+ तथा I^- की निम्न जलयोजन ऊर्जा (Hydration energy) के कारण होती है।

  लीथियम के अन्य हैलाइड एथेनॉल, ऐसीटोन तथा एथिल ऐसीटेट में घुलनशील होते है।

5. द्रव्य NH_3 के साथ अभि क्रियाशीलता

- सभी क्षार धातुऐं द्रव NH_3 में विलेय होकर गहरे नीले रंग का विलयन बनाती है जोकि विद्युत चालकता प्रदर्शित करता है।

  $M + (x + y) NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^+ + [e^-(NH_3)_y]$

- विलयन का नीला रंग अमोनीकृत इलेक्ट्रॉनों के कारण होता है, जो दृश्य प्रकाश के लाल क्षेत्र की संगत ऊर्जा का अवशोषण करके विलयन को नीला रंग प्रदान करते है।
- विलयन की विद्युत चालकता अमोनीकृत धनायन और अमोनीकृत इलेक्ट्रॉन के कारण होती है।
- अमोनीकृत विलयन अनुचुम्बकीय हो जाता है।
- 3M से अधिक सान्द्र विलयन में नीला रंग ब्रॉन्ज रंग में बदल जाता है और विलयन प्रतिचुम्बकीय हो जाता है।
- अशुद्धियों या उत्प्रेरक (Fe) की उपस्थिति में नीला विलयन अपघटित होकर धातु ऐमाइड तथा H_2 गैस बनाता है।

  $M^+_{(am)} + e^- + NH_3 \rightarrow MNH_{2(am)} + 1/2H_{2(g)}$

  यहाँ (am) अमोनीकृत विलयन दर्शाता है।

ऑक्सो अम्लों के लक्षण

- आक्सो अम्ल वे होते हैं, जिनमें जिस परमाणु पर अम्लीय प्रोटॉन से युक्त हाइड्रॉक्सिल समूह होता है, उसी परमाण पर ऑक्सो समूह जुडा रहता है। जैसे कार्बोनिक अम्ल (HO–CO–OH) सल्फ्यूरिक अम्ल [HO–SO_2–OH] नाइट्रिक अम्ल (HO-NO_2)
- क्षार धातुऐं सभी ऑक्सो अम्लों के साथ लवण बनाते हैं। ये लवण साधारणतया जल में घुलनशील होते हैं तथा तापीय स्थायी होते हैं।
- वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर धनविद्युती गुण बढ़ने के साथ-साथ क्षार धातु कार्बोनेटो (M_2CO_3) तथा हाइड्रोजन कार्बोनेटों ($MHCO_3$) का स्थायित्व भी बढ़ता है।
- लीथियम कार्बोनेट ताप के प्रति कम स्थायी होता है क्योंकि लीथियम का आकार छोटा होने के कारण यह बड़े ऋणायन CO_3^{2-} को ध्रुवित कर अधिक स्थायी Li_2O तथा CO_2 का विरचन करता है।

  $Li_2CO_3 \xrightarrow{\Delta} Li_2O + CO_2$

- लीथियम के हाइड्रोजन कार्बोनेट का ठोस अवस्था में कोई अस्तित्त्व नहीं होता है।

10.1.3 लीथियम का असंगत व्यवहार

- लीथियम के गुण अन्य क्षार धातुओं के गुणों से सर्वथा भिन्न होते हैं। दूसरी ओर यह मैग्नीशियम के गुणों से अधिक समानताएँ प्रदर्शित करता है जो कि वर्ग II का दूसरा तत्त्व है तथा लीथियम की

विकर्ण स्थिति पर होता है। लीथियम तथा मैग्नीशियम के इस सम्बन्ध को **विकर्ण सबंध** कहा जाता है। इस प्रकार का विकर्ण सबंध आवर्त के अन्य तत्त्वों द्वारा भी प्रदर्शित किया जाता है।

Li Be B C N

↘ ↘ ↘ ↘

Na Mg Al Si P

- लीथियम के असंगत व्यवहार के मुख्य कारण निम्न है-

1. लीथियम परमाणु तथा उसके आयन (Li^+) का अत्यधिक छोटा आकार
2. लीथियम आयन (Li^+) की अधिक ध्रुवण क्षमता के परिणामस्वरूप लीथियम यौगिकों में सहसंयोजक गुण अधिक पाये जाते है।
3. उच्च आयनन ऊर्जा तथा सबसे कम विद्युत धनी प्रकृति।
4. d- कक्षकों की अनुपस्थिति के कारण अधिकतम चार संयोजकता प्रदर्शित कर सकता है।

लीथियम के असंगत व्यवहार एवं मैग्नीशियम के साथ विकर्ण संबंध-

- एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु/आयन का आकार बढ़ता हैं तथा एक आवर्त में बायें से दायें जाने पर परमाणु/आयन का आकार कम होता है अत: विकर्ण स्थिति में जाने पर परमाणु का आकार लगभग समान होता है। Li व Mg की परमाण्वीय त्रिज्या क्रमश: 152 pm एवं 160 pm है तथा आयनिक त्रिज्या क्रमश: 76 pm एवं 72 pm है। लगभग समान आकार होने के कारण लीथियम व मैग्नीशियम के गुण समान होते है।

1. लीथियम के क्वथनांक एवं गलनांक अन्य क्षार धातुओं की तुलना में बहुत होते है. किन्तु मैग्नीशियम के लगभग समान होते हैं।
2. अन्य क्षार धातुओं की तुलना में लीथियम अधिक कठोर धातु है। मैंग्नीशियम भी कठोर धातु हैं-
3. लीथियम ऑक्सीजन से कुछ कठिनाई से क्रिया करके मैंग्नीशियम के समान सामान्य ऑक्साइड बनाता है जबकि अन्य क्षार धातुएं परऑक्साइड और सुपरऑक्साइड बनाते हैं।
4. लीथियम हाइड्रॉक्साइड (LiOH) मैंग्नीशियम हाइड्रॉक्साइड [$Mg(OH_2)$] की भांति दुर्बल क्षार है। अन्य क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षार होते है।
5. लीथियम और मैग्नीशियम के कार्बोनेट, हाइड्रॉक्साइड और नाइट्रेट अस्थायी होते हैं तथा गर्म करने पर विघटित होकर उनके संगत ऑक्साइड बनाते है।

$Li_2CO_3 \rightarrow Li_2O + CO_2$

$MgCO_3 \rightarrow MgO + CO_2$

$2LiOH \rightarrow Li_2O + H_2O$

$Mg(OH)_2 \rightarrow MgO + H_2O$

$4LiNO_3 \rightarrow 2Li_2O + 4NO_2 + O_2$

$2Mg(NO_3)_2 \rightarrow 2MgO + 4NO_2 + O_2$

जबकि अन्य क्षार धातुओं के संगत लवण ऊष्मा के प्रति स्थायी होते है।

6. लीथियम केवल जलीय विलयन में ही लीथियम हाइड्रोजन कार्बोनेट बनाता है। ठोस अवस्थ में लीथियम हाइड्रोजन कार्बोनेट ($LiHCO_3$) का मैग्नीशियम हाइड्रोजन कार्बोनेट कीतरह कोई अस्तित्त्व नहीं है, जबकि अन्य क्षार धातु ठोस हाइड्रोजन कार्बोनेट बनाते है।
7. अन्य क्षार धातुओं से भिन्न लीथियम, मैग्नीशियम के समान नाइट्रोजन से सीधे संयोग कर क्रमश: Li_3N एवं Mg_3N_2 प्रकार के नाइट्राइड बनाते है।

$3Li + N_2 \rightarrow Li_3N$

$6Mg + 2N_2 \rightarrow 2Mg_3N_2$

8. लीथियम के हैलाइड व ऐल्किल्स सहसंयोजक प्रकृति के कारण अन्य क्षार धातुओं की तुलना में कार्बनिक विलायकों में अधिक विलेय होते है। जैसे लिथियम परक्लोरेट तथा मैग्नीशियम परक्लोरेट की ऐसीटोन में विलेयता अन्य क्षार धातु परक्लोरेट की तुलना में बहुत अधिक होती है।
9. लीथियम कार्बन से सीधा संयोग कर आयनिक कार्बाइड बनाता है जबकि अन्य क्षार धातु इस प्रकार क्रिया नहीं करते है। परन्तु वर्ग II के तत्त्व कार्बन से सीधा संयोग कर कार्बाइड बनाते है।
10. लीथियम का आकार छोटा होने के कारण इसकी संकुल बनाने की प्रवृति भारी तत्त्वों से भी अधकि होती है। Li का अमोनीकृत संकुल $[Li(NH_3)_4]I$ ठोस अवस्था में भी पाया जाता है।
11. लीथियम के लवण जैसे Li_2CO_3, Li_3PO_4 तथा LiF सभी जल में अविलेय होते है। LiOH भी जल में आंशिक विलेय होता है। जबकि वर्ग I के अन्य लवण जल में पूर्ण रूप से विलेये होते हैं परन्तु मैग्नीशियम के संगत लवण जल में अविलेय या आंशिक विलेय होते है।
12. लीथियम आयन तथा इसके लवण अन्य क्षार धातुओं की तुलना में अधिक जलयोजित होते है। लीथियम क्लोराइड को मैग्नीशियम क्लोराइड की भांति जलीय विलयनों से जलयोजित क्रिस्टलों $[LiCl.2H_2O]$ एवं $[MgCl_2.8H_2O]$ के रूप में पृथक किया जा सकता है। सोडियम तथा अन्य क्षार धातु क्लोराइड सामान्य ताप पर जलीय संकर नहीं बनाते है।
13. LiCl तथा $MgCl_2$ दोनों ही प्रस्वेध (Deliquescent) लवण हैं।

उपयोग-

- लीथियम का उपयोग मिश्र धातुओं के निर्माण में किया जाता है। लीथियम-लैड मिश्रधातु (0.05%Li) या श्वेत धातु से मोटर इंजन की कठोर बियरिंग बनायी जाती है।
- लीथियम-एल्युमीनियम मिश्रधातु की उच्च तनन क्षमता होती है इसलिए वायुयानों के निर्माण में काम आता है।
- लीथियम-मैग्नीशियम मिश्रधातु अत्याधिक कठोर तथा जंगरोधक (Corrosionresistant) होता है। लीथियम का उपयोग ताप नाभिकीय अभिक्रियाओं में तथा प्राथमिक व द्वितीयक विद्युत रासायनिक सेलों में किया जाता है।

- सोडियम का उपयोग सिलिकॉन ओर बोरोन के निष्कर्ष में अपचायक के रूप मे किया जाता है।
- विश्व उत्पादन का लगभग 60% सोडियम, Na-Pb मिश्र धातु के रूप में $Pb(C_2H_3)_4$ तथा $Pb(CH_3)_4$ निर्माण में काम आता था जिनका उपयोग अपस्फोटरोधी के रूप में होता था किन्तु इनसे अधिक प्रदूषण होने के कारण अब अधिकतर वाहनों में सीसा-रहित (lead free) पेट्रोल का उपयोग होने लगा है।
- प्रयोगशाला में लेसाग्ने परीक्षण में, Na-Hg बनाने में, कई कार्बनिक यौगिकों के संश्लेषण में, तथा अपचायक के रूप में सोडियम का उपयोग किया जाता है।
- द्रव सोडियम अथवा Na–K मिश्रधातु का प्रयोग नाभिकीय रिऐक्टर में शतलक (coolant) के रूप में किया जाता है।
- जैविक कार्यो में Na तथा N की महत्वपूर्ण भूमिका होती है।
- पोटेशिम क्लोराइड का उपयोग उर्वरक के रूप में होता है। पोटेशियम हाइड्राक्साइड, CO_2 के श्रेष्ठ अवशोषण के रूप में भी उपयोग में आता है।
- सीजीयम का उपयोग प्रकाश वैद्युत सेल (Photoelectric cell) में होता है।

10.1.4 सोडियम के महत्त्वपूर्ण यौगिक

- हमारे दैनिक जीवन में सोडियम के बहुत से ऐसे यौगिक है जो काम आते हैं।
- इनमें से कुछ प्रसिद्ध यौगिक, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, NaOH व NaCl है।

1. सोडियम कार्बोनेट (सोडा ऐश)

- निर्जल सोडियम कार्बोनेट को सोडा ऐश भी कहते हैं।
- यह कुछ समुद्री पौधों की राख में पाया जाता है।
- $Na_2CO_3.10H_2O$ धावन सोडा कपड़े धोने के लिये प्रसिद्ध है।
- इसके बनाने की कई विधियाँ है लेकिन **सॉल्वेअमोनिया विधि** प्रमुख विधि है।

अमोनिया-सोडा या साल्वे विधि सिद्धान्त–

- सॉल्वे विधि में पहले सोडियम क्लोराइड के सान्द्र विलयन (ब्राइन, brin को अमोनिया गैस द्वारा संतृप्त करके अमोनियित) (ammoniated) सोडियम क्लोराइड विलयन (ब्राइन) बनाया जाता है।
- फिर अमोनियित सोडियम क्लोराइड विलयन में कार्बन डाइऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाती है, जिससे सोडियम बाइकार्बोनेट बनता है तथा अविलेय ठोस के रूप में पृथक् हो जाता है।
- सोडियम बाइकार्बोनेट के पेस्ट को छानकर अविलेय सोडियम बाइकार्बोनेट को अलग कर लेते हैं।

$$NH_3 + H_2O + CO_2 = NH_4HCO_3$$

$$NH_4HCO_3 + NaCl = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

$$NaCl + NH_3 + H_2O + CO_2 = NaHCO_3 + NH_4Cl$$

सोडियम बाइकार्बोनेट गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट में अपघटित हो जाता है।

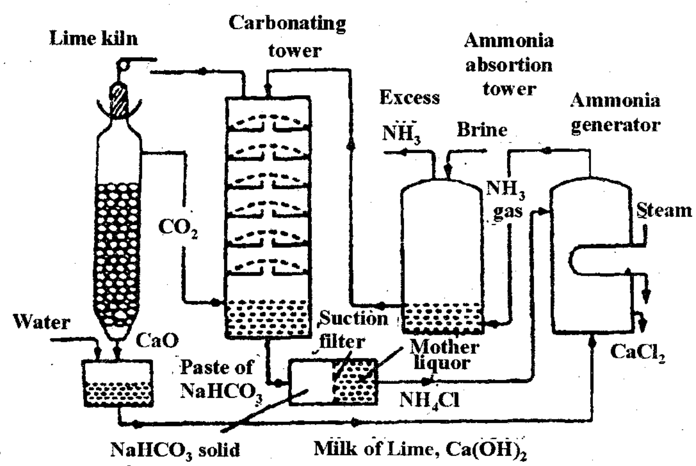
$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\text{गर्म}} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

विधि–सॉल्वे विधि द्वारा सोडियम कार्बोनेट का निर्माण निम्न पदों में किया जाता है। प्रयुक्त संयन्त्र चित्र में प्रदर्शित है।

(a) **अमोनियित (ammoniated) ब्राइन बनाना**–अमोनिया अवशोषण टावर में ऊपर से संतृप्त सोडियम क्लोराइड विलयन (ब्राइन) गिराया जाता है और नीचे से विलयन में अमोनिया गैस प्रवाहित की जाती है। ब्राइन और अमोनिया गैस के मिलने से अमोनियित ब्राइन बनता है तो टावर की तली में एकत्रित हो जाता है।

(b) **अमोनियित ब्राइन का कार्बोनेशन** (Carbonation)–कार्बोनेटिंग टावर में ऊपर से अमोनियित ब्राइन गिराया जाता है और नीचे से कार्बनडाइऑक्साइड गैस प्रवाहित की जाती है। अमोनियित ब्राइन और कार्बनडाइऑक्साइड की परस्पर क्रिया होती है, जिससे सोडियम बाइकार्बोनेट बनता है।

$$\underset{\text{सोडियम क्लोराइड}}{NaCl} + \underset{\text{अमोनिया}}{NH_3} + \underset{\text{जल}}{H_2O} + \underset{\text{कार्बन डाइऑक्साइड}}{CO_2} = \underset{\text{सोडियम बाइकार्बोनेट}}{NaHCO_3} + \underset{\text{अमोनियम क्लोराइड}}{NH_4Cl}$$



चित्र-सॉल्वे विधि द्वारा सोडियम कार्बोनेट का निर्माण

सोडियम क्लोराइड और अमोनियम क्लोराइड के विलयन में सोडियम बाइकार्बोनेट अल्प विलेय होने के कारण अवक्षेपित हो जाता है। और उसका एक पेस्ट (paste) सा बन जाता है। सोडियम बाइकार्बोनेट के पेस्ट को टावर से बाहर निकाल लेते हैं।

(c) **फिल्टरन** (Filtration)–सोडियम बाइकार्बोनेट के पेस्ट को निर्वात फिल्टरों (suction filters) में भेजा जाता है, जिससे अविलेय सोडियम बाइकार्बोनेट अलग हो जाता है। सोडियम बाइकार्बोनेट को बाहर निकाल देते हैं। फिल्टरित (मातृद्रव) को अमोनिया जनित्र (ammonia generator) में भेज देते हैं।

(d) **निस्तापन** (Calcination)–निर्वात फिल्टरों से प्राप्त सोडियम बाइकार्बोनेट को बन्द नलिकादार (tubular) निस्तापन कड़ाहों (calcining pans) में गर्म किया जाता है। गर्म करने पर सोडियम बाइकार्बोनेट, सोडियम कार्बोनेट में अपघटित हो जाता है। अभिक्रिया में उत्पन्न कार्बन डाइऑक्साइड गैस का उपयोग पुनः अमोनियत

ब्राइन के कार्बोनेशन में किया जाता है।

(e) **अमोनिया की पुनः प्राप्ति** (Recovery of ammonia)–निर्वात फिल्टरों से प्राप्त हुए मातृद्रव (mother liquor) में अमोनियम क्लोराइड, अमोनियम कार्बोनेट और सोडियम क्लोराइड होता है। इस विलयन को अमोनिया जनित्र में ऊपर से गिराया जाता है और यहाँ इसे दूधिया चूने (milk of lime) के साथ भाप द्वारा गर्म किया जाता है, जिससे अमोनिया उत्पन्न ब्राइन के अमोनीकरण में किया जाता है।

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\text{गर्म}} 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

साल्वे विधि ला–ब्लॉक विधि से उत्तम है। सॉल्वे विधि द्वारा प्राप्त सोडियम कार्बोनेट बहुत शुद्ध होता है, तथा यह विधि चक्रीय (cyclic) है।

सोडियम कार्बोनेट के गुण–

1. निर्जल सोडियम कार्बोनेट सफेद अक्रिस्टलीय चूर्ण (amorphous powder) है, जिसे सोडा ऐश (soda ash) कहते हैं। निर्जल सोडियम कार्बोनेट गर्म करने पर अपघटित नहीं होता है। यह तेज गर्म करने पर 852°C पर पिघलता है और साथ–साथ कुछ अपघटित होता है। नम वायु में रखने पर इसके हाइड्रेट बन जाते हैं। $Na_2CO_3.10H_2O$ को **धावन सोडा** (washing soda) और $Na_2CO_3.H_2O$ को क्रिस्टल कार्बोनेट (crystal carbonate) कहते हैं।
2. सोडियम कार्बोनेट को जल में घोलने पर ऊष्मा निकलती है। इसका विलयन, जल–अपघटन के कारण, क्षारीय (alkaline) होता है।

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$$

सोडियम कार्बोनेट विलयन का 32°C से नीचे क्रिस्टलन कराने पर धावन सोडा (washing soda) के क्रिस्टल $Na_2CO_3.10H_2O$ प्राप्त होते हैं और 35.4°C से ऊपर के ताप पर क्रिस्टलन कराने से क्रिस्टल कार्बोनेट $Na_2CO_3.H_2O$ प्राप्त होता है।

3. सोडियम कार्बोनेट की खनिज अम्लों के साथ अभिक्रिया निम्न दो पदों में होती है–

$$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaHCO_3 + NaCl$$
$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

उपयोगः–

1. साबुन, कांच, कागज, कास्टिक सोडा, बोरेक्स बनाने में काम लेते हैं।
2. इसे K_2CO_3 के साथ मिश्रित कर गलन मिश्रण (Fusion Mixture) के रूप में काम लेते है।
3. धावन सोडा के नाम से लान्ड्री में कपड़े धोने के लिये प्रयोग करते हैं।
4. प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में।

2. बेकिंग सोडा (Baking soda)

जैसा कि नाम से पता चलता है कि बेकिंग पाउडर का प्रमुख घटक है। रासायनिक रूप से यह सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट है।

- **बेकिंग सोडा का निर्माण (Preparation of Baking Soda)**

प्रयोगशाला में इसे कार्बन डाइऑक्साइड गैस के आधिक्य को सोडियम कार्बोनेट के संतृप्त विलयन में प्रवाहित करके बनाया जा सकता है। परिणामस्वरूप सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट बन जाता है। जल में अल्प विलेय के कारण यह अवक्षेपित हो जाता है। अवक्षेप को अलग करके धोते हैं और इसे बिना गर्म किए सुखाते हैं।

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons \underset{(\text{अवक्षेप})}{2NaHCO_3}$$

व्यावसायिक स्तर पर सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट को कार्बोनीकरण मीनार में माध्यमिक उत्पाद के रूप में बनाया जाता है, जब सोडियम कार्बोनेट या धावन सोडा को सॉल्वे प्रक्रम द्वारा तैयार किया जाता है। अधिक जानकारी के लिए, कृपया धावन सोडा के अध्ययन में वर्णित प्रक्रिया देखें।

- **बेकिंग सोडा के गुण (Properties of baking Soda)**

1. सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट एक सफेद क्रिस्टलीय ठोस होता है और यह वायु में स्थायी होता है।
2. **जल के साथ क्रिया (Action with water)**–यह यौगिक जल में बहुत कम घुलनशील है। इसका जलीय विलयन क्षारीय प्रकृति का होता है क्योंकि H_2CO_3 की तुलना में, जोकि एक दुर्बल अम्ल होता है, NaOH एक प्रबल क्षार है।

$$\underset{\text{सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट}}{NaHCO_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{प्रबल क्षार}}{2NaOH} + \underset{\text{दुर्बल अम्ल}}{H_2CO_3(CO_2 + H_2O)}$$

3. **ऊष्मा की क्रिया (Action of heat)**–लगभग 523 K (250°C) ताप तक गर्म करने पर यह विघटित हो जाता है और सोडियम कार्बोनेट देता है–

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{523K} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

4. **अम्लों के साथ क्रिया (Action with acids)**–सोडियम कार्बोनेट की तरह सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट भी तनु खनिज अम्लों के साथ अभिक्रिया करके तीव्र बुदबुदाहट के साथ CO_2 मुक्त करती है।

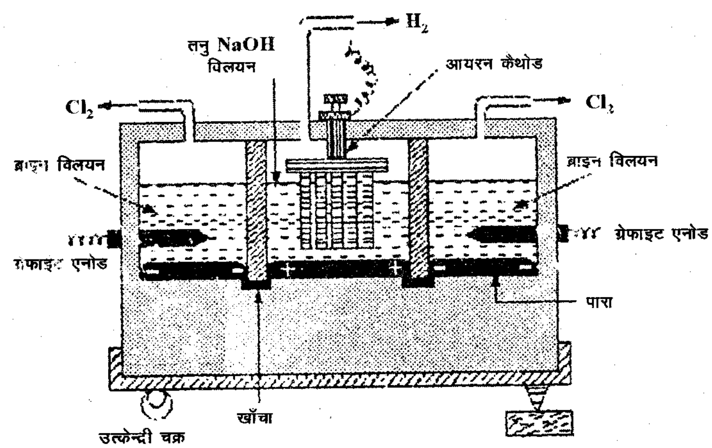
- **बेकिंग सोडा के उपयोग (Uses of Baking Soda)**–इसके निम्नलिखित उपयोग हैं–

(i) अग्निशामकों में
(ii) बेकिंग पाउडर (सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट और सोडियम टार्टरेट) में एक घटक के रूप में
(iii) त्वचा रोगों के लिए मन्द पूर्तिरोधी के रूप में तथा पेट की अम्लीयता को उदासीन करने के लिए प्रति अम्ल (antacid) की भाँति
(iv) बुदबुदाने वाले पेयों में
(v) प्रयोगशाला में विशेष करके आयतनात्मक विश्लेषण में अभिकर्मक के रूप में।

3. सोडियम हाइड्रोऑक्साइड या कॉस्टिक सोडा (NaOH)

निर्माण (Manufacture)–व्यावसायिक स्तर पर कॉस्टिक सोडा (NaOH) निम्नलिखित विधि द्वारा बनाया जाता है।

कैस्टनर केलनर सेल (Castner Kelner Cell)–यह सेल लोहे का बना एक विशाल आयताकार टैंक होता है तथा इसे स्लेट के विभाजकों से तीन खानों (या, कक्ष) में विभक्त किया जाता है। स्लेटें टैंक के तल को स्पर्श नहीं करती हैं परन्तु पारे की परत के ऊपर रहती हैं, जैसा कि चित्र में दर्शाया गया है।



चित्र– कैस्टनर केलनर सेल

बाहरी खाने में विलयन लिया जाता है जिसमें ग्रेफाइट एनोडों को रख दिया जाता है। तली पर पारे की परत एनोड द्वारा प्रेरण के कारण कैथोड की भाँति कार्य करती है। केन्द्रीय खाने में लोहे की बहुत–सी छड़ों को तनु NaOH विलयन में डुबोया जाता है तथा ये कैथोड की भाँति कार्य करती है। तली पर स्थित पारे की परत एनोड की भाँति कार्य करती है। उत्केन्द्री चक्रों की सहायता से सेल को हिला कर पारे की परत को एक खाने से दूसरे में स्थानान्तरित किया जा सकता है। धारा प्रवाहित करने पर बाहरी एवं केन्द्रीय खाने में निम्नलिखित अभिक्रियाएँ होती हैं–

(i) **बाहरी खाने में (Outer Compartments)**–यहाँ ब्राइन (NaCl) वियलन का वैद्युत अपघटन होता है तथा निम्नलिखित अभिक्रियाएँ होती हैं–

$$NaCl \rightarrow Na^+Cl^-, H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

OH^- आयनों की वरीयता में Cl^- आयन क्लोरीन गैस के रूप में एनोड पर विसर्जित होते हैं। मर्करी की तुलना में हाइड्रोजन के उच्च विभव के कारण H^+ आयन मर्करी कैथोड पर विसर्जित नहीं होते हैं। अतः $Na^{\oplus}$ आयन विसर्जित होते हैं तथा अपचयित होकर सोडियम बनाते हैं, जो मर्करी के साथ निम्नवत् अमलगम बनाता है।

$$Na^+ + e^- \rightarrow Na, Na + Hg \rightarrow \underset{\text{सोडियम अमलगम}}{Na/Hg}$$

सेल को जोर से हिलाने पर सोडियम अमलगम केन्द्रीय खाने में स्थानान्तरित हो जाता है।

(ii) **केन्द्रीय खाने में (Central Compartment)**–यहाँ लोहे की छड़ें कैथोड की तरह कार्य करती हैं जबकि तली पर स्थित मरकरी (पारा) की परत प्रेरण के आधार पर एनोड की भाँति कार्य करती है। वैद्युत धारा प्रवाहित करने पर NaOH और जल दोनों निम्न प्रकार से आयनित हो जाते हैं :

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-; H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Na^+ और H^+ आयन लोहे के कैथोड की ओर स्थानान्तरित हो जाते हैं जहाँ Na^+ आयनों की वरीयता में विसर्जित होते हैं। हाइड्रोजन गैस निकास द्वार से निकल जाती है। OH^- आयन मरकरी की परत (एनोड के रूप में कार्यरत) में सम्पर्क में आ जाते हैं तथा OH में ऑक्सीकृत हो जाते हैं जो अमलगम में उपस्थित Na से संयोग करके NaOH बनाते हैं

$$OH^- \rightarrow OH + e^-, Na/Hg + OH \rightarrow NaOH + Hg$$

इस प्रकार, केन्द्रीय खाने में NaOH बन जाता है तथा धीरे–धीरे विलयन सान्द्रित हो जाता है। जब यह लगभग 20% हो जाता है तो निकाल लिया जाता है तथा अन्त में वाष्पित होकर सोडियम हाइड्रॉक्साइड की पटि्टयों अथवा पपड़ी में बदल जाता है।

- **कॉस्टिक सोडा के गुण (Properties of Caustic Soda) :**

(i) सोडियम हाइड्रॉक्साइड एक सफेद क्रिस्टलीय ठोस होता है जो 591 K ताप पर गल जाता है।

(ii) सोडियम हाइड्रॉक्साइड के क्रिस्टल प्रस्वेद्य (Deliquescent) होते हैं अर्थात् जब इनको वायुमण्डल में खुला छोड़ दिया जाता है तो ये नमी को अवशोषित कर लेते हैं तथा विलयन में बदल जाते हैं। वायुमण्डल में दीर्घकाल तक खुला छोड़ने पर विलयन की सतह पर Na_2CO_3 की एक सफेद पपड़ी बन जाती है क्योंकि NaOH वायुमण्डल से CO_2 को अवशोषित कर लेता है।

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

(iii) इसके जलीय विलयन में साबुन जैसा स्पर्श, कड़वा स्वाद होता है तथा त्वचा पर इसकी क्रिया प्रबल संक्षारक होती है। यही कारण हैं कि इसे कॉस्टिक सोडा कहा जाता है।

(iv) जलीय विलयन में NaOH प्रबल क्षार की भाँति व्यवहार करता है तथा अम्ल को उदासीन कर देता है।

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

- **उपयोग** (Uses)–सोडियम हाइड्रॉक्साइड के निम्नलिखित उपयोग हैं–

(i) साबुन, कागज, रेयॉन (कृत्रिम सिल्क) तथा बहुत–से रसायनों के निर्माण में

(ii) सूती कपड़ों को चिकना करने (सिलवट रहित बनाने, मर्सरीकरण) के लिए सूती वस्त्र उद्योग में

(iii) पेट्रोलियम तथा वनस्पति तेलों के परिष्करण में

(iv) सोडा लाइम (NaOH और CaO का एक मिश्रण) के निर्माण में

(v) मशीन और धातु की चादरों के लिए प्रक्षालक के रूप में।

4. सोडियम क्लोराइड-साधारण नमक

- **निर्माण (Preparation)**–सोडियम क्लोराइड का प्रमुख स्त्रोत समुद्री जल है, जहाँ यह अन्य घुलनशील लवणों जैसे कैल्शियम और मैग्नीशियम के क्लोराइड और सल्फेट के साथ घुलित अवस्था में उपस्थित होता है। समुद्री जल वाष्पित होकर सान्द्र संतृप्त विलयन बनाता है। हाइड्रोजन क्लोराइड गैस HCl(g) विलयन से प्रवाहित की जाती है। **सम आयन प्रभाव** (Cl^- आयन सम आयन हैं) के कारण सोडियम क्लोराइड शुद्ध अवस्था में अवक्षेपित हो जाता है जबकि अन्य लवणों की घुलनशील अशुद्धियाँ विलयन में ही रह जाती है। सोडियम क्लोराइड लवण को खानों से भी प्राप्त किया जाता है, जहाँ यह रॉक साल्ट के रूप में उपस्थित होता है।

- **गुण (Properties)**

(i) सोडियम क्लोराइड एक सफेद क्रिस्टलीय ठोस होता है परन्तु यह $MgCl_2$ और $CaCl_2$ की अशुद्धियाँ की उपस्थिति के कारण प्रायः आर्द्रताग्राही होता है। ये अशुद्धियाँ वायु से नमी को अवशोषित कर लेती है।

(ii) शुद्ध लवण 1074 K ताप पर गल जाता है और 1713 K ताप पर उबलता है।

(iii) सोडियम क्लोराइड जल में घुलनशील है। जल में इसकी विलेयता कमरे के ताप पर प्रति 100 g जल में 36 g होती है।

- **उपयोग** (Uses)–सोडियम क्लोराइड के निम्नलिखित उपयोग हैं–

(i) टेबल साल्ट जो भोजन का अनिवार्य घटक है, के रूप में

(ii) चर्मशोधन एवं कपड़ा उद्योग में तथा खाद्य प्रतिरक्षक के रूप में

(iii) कम ताप प्राप्त करने के लिए प्रशीतक मिश्रण में

(iv) बहुत–से यौगिकों जैसे NaOH, Na_2CO_3, HCl, Cl_2 आदि के निर्माण में।

10.1.5 Na व K तत्त्वों की जैव उपयोगिता

- एक सामान्य व्यक्ति के शरीर में लगभग 90 gram Na, 1.70 g. K, 5 gram Fe व 0.06 ग्राम Cu होता है।
- यद्यपि Na^+ और K^+ आयन दोनों रासायनिक रूप से एक समान है लेकिन इनके जैविक कार्य भिन्न–भिन्न होते हैं।
- Na^+ आयन मुख्यतः अन्तराकाशीय द्रव में उपस्थित रक्त प्लाज्मा (Blood plasma), जो कोशिकाओं को घेरे रहता है, में पाया जाता है।
- Na^+ आयन शिरा संकेतों के संचरण में भाग लेते हैं, जो कोशिका झिल्ली में जल प्रवाह को नियत्रित करता है।
- Na^+ कोशिकाओं में शर्करा ओर एमीनों अम्लों के प्रवाह को भी नियंत्रित करता है।
- Na^+ व K^+ कोशिका झिल्ली को पार करने की क्षमता एवं एन्जाइम को सक्रिय करने में मात्रात्मक रूप से भिन्नता रखते हैं।
- अतः कोशिका द्रव में K^+ बहुतायत में होता है जहाँ ये एन्जाइम को सक्रिय करते है तथा ग्लूकोस के ऑक्सीकरण से ATP बनने में मदद करते हैं।
- Na^+ आयन शिरा संकेतो के संचरण के लिये उत्तरदायी है।
- रक्त प्लाज्मा में लाल रक्त कोशिकाओं में Na^+ की मात्र 143 m. mol L^{-1} है जबकि K^+ की 5m. mol L^{-1} है। यह सान्द्रता 10m mol L^{-1} (Na^+) एवं 105 m mol L^{-1} तक परिवर्तित होती है। यह असाधारण आयनिक उत्तार–चढ़ाव जिसे **सोडियम-पौटेशियम पंप** कहते हैं। आराम कर रहे जीवों द्वारा प्रयुक्त ATP के लगभग 1/3 भाग का उपभोग करता है।

10.2 वर्ग II के तत्व क्षारीय मृदा धातुऐं

- ये आवर्त सारणी के द्वितीय खड़े खाने में स्थित है।
- इस वर्ग में कुल छ तत्त्व है जिन्हे बेरीलियम (Be), मैग्नीशियम (Mg) कैल्शियम (Ca) स्ट्रोन्शियम (Sr) बेरियम (Ba) व रेडियम (Ra) है।
- Ra रेडियम तत्त्व एक रेडियो एक्टिव तत्त्व है।
- ये सभी तत्त्व धात्विक प्रकृति के है।
- इनके ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते है व इन्हे मृदा (पृथ्वी) से प्राप्त किये गये थे अतः II वर्ग के तत्त्वों को **क्षारीय मृदा धातुऐं** कहते है।

उपलब्धता-

- क्षार धातुओं की तरह ये धातुऐ भी बहुत क्रियाशील होती है। इस कारण मुक्त अवस्था में नहीं पायी जाती परन्तु सिलिकेट, कार्बोनेट, सल्फेट के रूप में प्रकृति में बहुतायत में पायी जाती है।
- बेरीलियम भू-पर्पटी पर भारात्मक रूप में उपलब्ध होने वाला 51वाँ तत्त्व है।
- यह बहुत थोडी मात्रा में बेरिल ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) तथा *फिनासाइट* (Be_2SiO_4) में भी पाया जाता है।
- क्षारीय मृदा धातुओं की भू पर्पटी में उपस्थिति के आधार पर कैल्सियम तथा मैग्नीशियम का क्रमशः पाँचवा व छठवाँ स्थान है।
- मैग्नीशियम कार्बोनेट, सिलिकेट व सल्फेट केरूप में पाया जाता है।
- यह समुद्री जल में भी (0.13%) थोडी मात्रा में क्लोराइड व सल्फेट के रूप में मिलता है।
- कैल्सियम मुख्य रूप से लाइमस्टोन, संगमरमर तथा चॉक में $CaCO_3$ के रूप में पाया जाता है।
- फ्लुओरोपैराइट $[3(Ca_3(PO_4)_2)CaF_2]$ तथा जिप्सम $[CaSO_4.2H_2O]$ कैल्सियम के मुख्य अयस्क है।
- स्ट्रॉन्शियम तथा बेरीयम की उपलब्ध्ता बहुत कम है।
- रेडियम एक रेडीयोधर्मी तत्त्व है जिसकी उपलब्धता आग्नेय शैल में केवल 10^{-10} % है।

10.2.1 क्षारीय मृदा धातुओ के भौतिक गुण

सारणी 10.2 क्षारीय मृदा धातुओ के परमाणिक एवं भौतिक गुण (Atomic & physical Properties of the Alkaline earth metals)

गुण	बेरीलियम	मैग्नीशियम	कैल्सियम	स्ट्रॉन्शियम	बेरियम	रेडियम
परमाणु द्रव्यमान ($g\ mol^{-1}$)	9.01	24.31	40.08	87.62	137.33	226.03
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	$[He]2s^2$	$[Ne]3s^2$	$[Ar]4s^2$	$[Kr]5s^2$	$[Xe]6s^2$	$[Rn]7s^2$
आयनन एन्थैल्पी (I)/ $kJ\ mol^{-1}$	899	737	590	549	503	509
आयनन एन्थैल्पी (II)/ $kJ\ mol^{-1}$	1757	1450	1145	1064	965	979
जलयोजन एन्थैल्पी ($kJ\ mol^{-1}$)	-2494	-1921	-1577	-1443	-1305	-
धात्विक त्रिज्या / pm	112	160	197	215	222	-
आयनी त्रिज्या M^{2+} / pm	31	72	100	118	135	148
गलनांक / K	1560	924	1124	1062	1002	973
क्वथनांक / K	2745	1363	1767	1655	2078	(1973)
घनत्व / $g\ cm^{-3}$	1.84	1.74	1.55	2.63	2.59	(5.5)
मानक विभव $E^{\ominus}/V(M^{2+}/M)$ के लिए	-1.97	-2.36	-2.84	-2.89	-2.92	-2.92
स्थलमंडल में प्राप्ति	2*	2.76**	4.6**	384*	390*	10^{-6*}

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic configuration)

- क्षारीय मृदा धातुओं के संयोजकता कोश (बाह्यतम क्रमांक) के s-कक्षक में दो e^- उपस्थित होते है।
- इनका समान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2 होता है।
- इन धातुओं के संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉन्स की संख्या समान होती है अत: इनके भौतिक व रासायनिक गुण भी लगभग समान होते है।

क्षारीय मृदा धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

तत्त्व	प्रतीक	परमाणु क्रमांक	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
बेरीलियम	Be	04	$1s^2 2s^2$
मैग्नीशियम	Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
कैल्सियम	Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
स्ट्रॉन्शियम	Sr	38	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
बेरियम	Ba	56	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ $6s^2$ या $[Xe]6s^2$
रेडियम	Ra	88	$[Rn]7s^2$

1. परमाणु एवं आयनी त्रिज्या (Atomic & Ionic Radii)

- II वर्ग के तत्त्वों की परमाणीय त्रिज्या, 1वर्ग के तत्त्वों से कम लेकिन आवर्त के अन्य तत्त्वों से बड़ी होती है।
- एक ही वर्ग में उपर से नीचे चलने पर परमाण्वीक त्रिज्या का मान क्रमश बढता जाता है, प्रत्येक अवस्था में एक अतिरिक्त कोश जुड जाने के कारण
- II वर्ग के तत्त्वो के आकार का क्रम निम्न है
  $Be < Mg < Ca < Sr < Ba$
- II वर्ग के तत्त्वों के धनमानों का आकार अपने जनक परमाणु से बहुत छोटा होता है। धनायनों में es की संख्या घट जाने के कारण व एक बाह्यतम कक्षा पृथक हो जाने के कारण–
- II वर्ग के तत्त्वों के धनायनों का आकार निम्न क्रम में है
  $Be^{2+} < Mg^{2+} < Ca^{2+} < Sr^{2+} < Ba^{2+}$
  31 65 99 113 135 (pm)

2. धनत्व (Density)

- क्षारीय मृदा धातुऐं सघन और कठोर होने के कारण इनका धनत्व क्षारीय धातुओं से अधिक होता है।
- II वर्ग में तत्त्वों को घनत्व Be से Ca तक घटता है इसका कारण ठोस जालक में परमाणओं की कमजोर संकुलन व्यवस्था होने के कारण
- Ca के पश्चात Ba तक घनत्व बढता है।
- I वर्ग के धातुओं के घनत्व का क्रम निम्न है
  $Ca < Mg < Be < Sr < Ba$

3. गलनांक तथा क्वथनांक

- क्षारीय मृदा धातुओं के गलनांक व क्वथनांक क्षारीय धातुओं से उच्च होते है। [मृदा धातुओ के छोटे आकार तथा अधिक निबिड संकुलित संरचना के कारण]
- वर्ग में उपर से नीचे चलने पर गलनांक व क्वथनांक में कोई नियमित परिवर्तन नहीं होता है।

4. आयनन एन्थैल्पी

- क्षारीय मृदा धातुओ की आयनन सैन्थल्पी का मान क्षारीय धातुओं से अधिक होता है [इनका आकार छोटा होने के कारण लेकिन आवर्त के अन्य तत्वों से कम होता है]
- इस धातुओं की द्वितीय आयनन ऐन्थैल्पी का मान क्षारीय धातुओ की द्वितीय आयनन ऐन्थैल्पी से कम होता है।

तत्त्व	$\Delta_i H_1$ [KJ mo^{17}]	ΔiH_2 (KJmol^-)
Na (I)	496	4562
Mg (II)	737	1450

- Na धातु में दूसरा e का संयोजी धनायन [उत्कृष्ट गेस विन्यास 2.8] निकलता है जबकि Mg^+ एक संयोजी धनायन से दूसरा e आसानी से तयाग कर उत्कृष्ट गेस Ne विन्यास करता है।
- वर्ग में उपर से नीचे जाने पर आयनन ऐन्थैल्पी का मान क्रमश: घटता जाता है (आकार बढने के कारण)
- द्वितीय वर्ग के तत्त्वो को 1st आयनन ऐन्थैल्पी निम्न क्रमश:
  $Be > Mg > Ca > Sr > Be$

5. ज्वाला परीक्षण (Flame Test)

- क्षार धातुऔ के समान क्षार मृदा धातुऐं भी ज्वाला पर निम्न प्रकार की अभिलाक्षण्कि रंग प्रदान करती

Ca	Sr	Ba	Ra
ईट जैसा लाल	किरमिजी लाल	सेवे जैसा हरा	किरमिजी लाल

- Be & Mg अपने छोटे आकार और उच्च आयनन उर्जाओं के कारण

ज्वाला पर कोइ रंग प्रधान नहीं करते

- ज्वाला से प्राप्त ऊर्जा इनके संयोजकता इलेक्ट्रॉनो को उत्तेजित करने के लिये पर्याप्त नहीं होती ∴ Be व Mg ज्वाला पर कोई रंग नहीं है।

10.2.2 क्षारीय मृदा धातुओं के रासायनिक गुण

- ये सभी धातुयें अति क्रियाशील होती है क्योंकि इनकी ये अपने संयोजकता s- इलेक्ट्रॉनो को त्याग कर द्विसंयोजी धनायन बनाने की प्रबल प्रवृती पायी जाती है [क्योंकि इन धातुओं के कम आयनन एन्थैल्पी तथा उच्च ऋणात्मक अपचयन विभव मान के कारण]
- II वर्ग के धातुओं की क्रियाशीलता I वर्ग से कम होती है।
- वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर क्रियाशीलता बढ़ती है (आयनन ऐन्थैल्पी का मान घटने के कारण)

1. जल के साथ क्रियाशीलता (Reaction with water)

- Be का इलेक्ट्रोड विभव कम ऋणात्मक होने के कारण क्षारीय मृदा धातुओं में सबसे कम विद्युत धनी तत्त्व है
- अत: Be जल के साथ या भाप के साथ भी क्रिया नहीं करता है
- दूसरी ओर Mg केवल उबलते पानी से क्रिया करता है

  $Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2$

  या $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + 2H_2$
- Ca, Sr तथा Ba के इलेक्ट्रोड विभव मान क्षार धातुओं के समान अधिक ऋणात्मक होते हैं अत: ठंडे जल से ही क्रिया करके संगत धातु हाइड्राक्साइड बनाते है।
- क्षारीय मृदा धातुओं की जल के प्रति क्रियाशीलता वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ती है किन्तु तीव्रता क्षार धातुओं से कम होती है।

हाइड्रॉक्साइड

- Ca, Sr तथा Ba के हाइड्रॉक्साइड, धातु या उसके संगत ऑक्साइड की जल से क्रिया द्वारा बनाये जाते हैं।

  $M + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$

  $MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$ (M=Ca, Sr, Ba)
- Be व Mg के हाइड्रॉक्साइड, धातु लवण की NaOH से क्रिया द्वारा बनाये जाते हैं-

  $BeCl_2 + 2NaOH \rightarrow Be(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$

  $MgSO_4 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$
- बेरीलियम हाइड्रॉक्साइड प्रकृति में उभयधर्मी होता है क्योंकि यह अम्ल व क्षार दोनों से क्रिया करता है।

  $Be(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Be(OH)_4]^{-2}$

  बेरीलेट आयन

  $Be(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$
- Mg, Ca, Sr, तथा Ba के हाइड्रॉक्साइड क्षारीय होते हैं। वर्ग में नीचे जाने पर इनकी क्षारीय प्रकृति बढ़ती है। क्योंकि आयनिक त्रिज्या बढ़ती हैं तथा आयनन एन्थैल्पी कम होती है। फलत: M-O आबंध कमजोर हो जाता है और शीघ्र टूट जाता है।

$Ba(OH)_2 > Sr(OH)_2 > Ca(OH)_2 > Mg(OH)_2$

- हाइड्रॉक्साइड की क्षारीय प्रकृति क्षार धातुओं की तुलना में कम होती है।
- क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्राक्साइड, क्षार धातु हाइड्रॉक्साइड की तुलना में जल में कम घुलनशील होते हैं इनकी विलेयता वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ती है। क्योंकि, वर्ग में नीचे जाने पर इन की जालक ऊर्जा तथा विलायकन ऊर्जा दोनों के ही मान कम होते है, किन्तु धनायन के आकार में वृद्धि के कारण जालक ऊर्जा का मान (विलायकन ऊर्जा की तुलना में) तेजी से कम होता है।
- अत: $Be(OH)_2$ और $Mg(OH)_2$ जल में लगभग अविलेय हैं, $Ca(OH)_2$ अल्पविलेय हैं जबकि $Sr(OH)_2$ और $Ba(OH)_2$ बढ़ते क्रम में अधिक विलये हैं।

2. डाइऑक्सीजन के साथ क्रियाशीलता-

- कम विद्युतधनी होने के कारण क्षारीय मृदाधातुयें क्षार धातुओं की तुलना में वायु या ऑक्सीजन के प्रति कम क्रियाशील होती है।
- बेरीलियम तथा मैंग्नीशियम गतिकीय रूप में वायु में जलने पर बेरीलियम ऑक्साइड (BeO) तथा बेरीलियम नाइट्राइड (Be_3N_2) का मिश्रण बनाता हैं।

  $2Be + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2BeO$

  $3Be + N_2 \rightarrow Be_3N_2$
- Mg अधिक विद्युतधनी होने कारण वायु में अत्याधिक चमकीले प्रकाश के साथ जलकर मैग्नीशियम ऑक्साइड तथा मैग्नीशियम नाइट्राइड बनाता है।

  $Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MgO$

  $3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$
- Ca, Sr, तथा Ba ऑक्सीजन के साथ अति शीघ्रता से क्रिया करते है।
- क्षारीय मृदा धातुओं के ऑक्साइड धातु को ऑक्सीजन के साथ गर्म करके या उनके संगत कार्बोनेटों के तापीय अपघटन द्वारा बनाये जाते हैं।

  $2M + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2MO$ (M = Be, Mg, Ca)

  $MCO_3 \xrightarrow{\Delta} MO + CO_2$ (M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba)
- Be, Mg तथा Ca मोनोऑक्साइड बनाते हैं, जबकि Ba तथा Sr परऑक्साइड बनाते हैं। किन्तु इन धातुओं का आकार छोटा होने के कारण क्षार धातुओं के समान सुपर ऑक्साइड नहीं बनाते हैं।
- BeO को छोड़कर सभी की संरचना 'रॉक साल्ट' जैसी होती है। Be का आकार छोटा होने के कारण BeO सहसंयोजक प्रकृति का होता है।
- इन ऑक्साइडों की संभवन ऊर्जाएं उच्च होती है इस कारण ये ताप के प्रति अधिक स्थायी होते हैं।
- अधिक जालक ऊर्जाओं के कारण BeO और MgO जल में अविलेय है परन्तु अन्य तत्त्वों के ऑक्साइड ऊष्मा उत्सर्जन के साथ जल में विलेय होकर संगत हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं।

$CaO + H_2O \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^- +$ ऊष्मा

3. डाइहाइड्रोजन के साथ क्रियाशीलता-

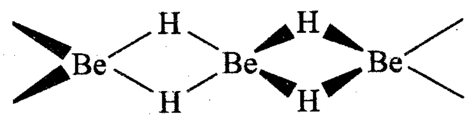
- बेरीलियम के अलावा सभी क्षारीय मृदाधातुयें हाइड्रोजन के साथ सीधे ही गर्म करने पर MH_2 प्रकार के धातु हाइड्राइड बनाते हैं-

  $M + H_2 \xrightarrow{\Delta} MH_2$ (M = Mg, Ca, Sr, Ba)

- बेरीलियम हाइड्राइड को $BeCl_2$ का $LiAlH_4$ के द्वारा अपचयन से बनाया जा सकता है।

  $2BeCl_2 + LiAlH_4 \rightarrow 2BeH_2 + LiCl + AlCl_3$

- BeH_2 तथा MgH_2 इलेक्ट्रॉन न्यून, सहसंयोजक यौगिक है। इलेक्ट्रॉन न्यूनता के कारण उनकी बहुलकी संरचना (Polymeric structure) होती है।



- CaH_2, SrH_2 तथा BaH_2 आयनिक प्रकृति के होते हैं CaH_2 को **'हाइड्रोलिथ'** कहते हैं।
- क्षारीय मृदा धातु हाइड्राइड जल के साथ क्रिया करके H_2 गैस निकालते हैं इस प्रकार ये अपचायक की तरह व्यवहार करते हैं।

$MH_2 + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + 2H_2$

$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$

4. हैलोजन के साथ क्रियाशीलता-

- सभी क्षारीय मृदा धातुऐं हैलोजन के साथ उच्च ताप पर अभिक्रिया करके उनके संगत हैलाइड बनाती है।

  $M + X_2 \xrightarrow{\Delta} MX_2 \quad (X = F, Cl, Br)$

  $(NH_4)_2BeF_4$ के तापीय अपघटन से BeF_2 बनाया जाता है।

$$BeO + 2NH_3 + 4HF \xrightarrow{-H_2O} (NH_4)_2BeF_4 \xrightarrow{\Delta} BeF_2 + 2NH_4F$$

- BeO को क्लोरीन के साथ कार्बन की उपस्थिति में गर्म करने पर $BeCl_2$ आसानी से बनाया जाता है।

  $BeO + C + Cl_2 \xrightarrow{873K} BeCl_2 + CO$

- बेरीलियम हैलाइड सहसंयोजक प्रकृति का होने के कारण कार्बनिक विलायकों में घुलनशील होता हैं, जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातु हैलाइड आयनिक होते है।
- वर्ग में नीचे जाने पर आयन के आकार में वृद्धि के कारण आयनिक प्रकृति में वृद्धि होती है।
- क्षारीय मृदा धातुओं के क्लोराइड, ब्रोमाइड तथा आयोडाइड आयनिक होते हैं तथा जल में विलेय होते हैं।
- क्षारीय मृदा धातुओं के निर्जल हैलाइड प्रस्वेद्य होते हैं तथा जल के साथ संयोग करके हाइड्रेट बनाते हैं।
- Be^{2+} आयन की जल योजन ऊर्जा अधिक होती है इस कारण हाइड्रेट बनाने की प्रबल प्रवृति पायी जाती है। अतः बेरीलियम हैलाइड अत्यधिक प्रस्वेद्य होते है जो वायु में नमी का अवशोषण कर जल अपघटित हो जाते हैं और हाइड्रोजन हैलाइड के धूम बनाते हैं।

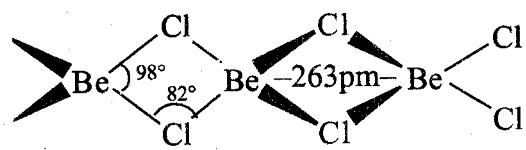
  $BeCl_2 + 2H_2O \rightarrow Be(OH)_2 + 2HCl\uparrow$

- वर्ग में नीचे जाने पर हाइड्रेट बनाने की प्रवृति कम होती जाती है।

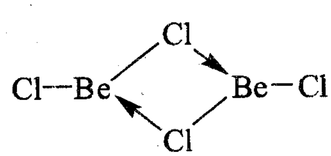
  उदाहरण-

  $MgCl_2.6H_2O$, $CaCl_2.6H_2O$, $SrCl_2.6H_2O$, तथा $BaCl_2.2H_2O$

- **$BeCl_2$ की संरचना**-ठोस अवस्था में यह बहुलक श्रृंखला संरचना में होता है जिसमें प्रत्येक Be परमाणु (sp^3 संकरित) चार क्लोरीन परमाणुओं से घिरा होता है।
- दो क्लोरीन परमाणु सहसंयोजक बंधो से जबकि अन्य दो उपसहसंयोजक बंधो द्वारा आबंधित होते हैं।
- $BeCl_2$ की सेतु संरचना निम्न प्रकार होती है-



- वाष्प अवस्था में $BeCl_2$ क्लोरो सेतु (chloro bridged) द्विलक बनाता है जो 1200K के उच्च ताप पर रेखीय एकलक में वियोजित हो जाता है।



द्विलक

Cl–Be–Cl

रेखीय एकलक

5. द्रव अमोनिया में विलयन-

- क्षार धातुओं की तरह क्षारीय मृदा धातु भी द्रव अमोनिया के साथ क्रिया कर गहरे नीले रंग का विलयन बनाती है।

  $M + (x+y)NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^{+2} + 2[e(NH_3)_y]^-$ (नीला विलयन)

- क्षार धातुओं के विलयन से NH_3 को वाष्पित करने पर धातु पुनः प्राप्त होती है जबकि क्षारीय मृदा धातुओं के विलयन से NH_3 को वाष्पित करने पर धातुओं के हेक्साअमोनीएट प्राप्त होते हैं जो धीरे धीरे अपघटित होकर संगत धातु ऐमाइड देते हैं।

  $M(NH_3)_6 \rightarrow M(NH_2)_2 + 4NH_3 + H_2$

10.2.3 ऑक्सो अम्लों के लवण-

कार्बोनेट-

- क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेटों को उनके संगत हाइड्रॉक्साइड विलयनों में CO_2 गैस प्रवाहित करके बनाया जाता है-

  $M(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow MCO_{3(s)}\downarrow + H_2O_{(l)}$

क्षारीय मृदा धातु के विलेय लवणों के विलयन में Na_2CO_3 अथवा $(NH_4)_2CO_3$ विलयन मिला कर कार्बोनेट बनाये जाते हैं।

$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$

- सभी क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट गर्म करने पर विघटित होकर धातु ऑक्साइड तथा CO_2 देते हैं।

  $MCO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} MO + CO_2$

  परमाणु क्रमांक वृद्धि के साथ-साथ कार्बोनेटों का तापीय स्थायित्व बढ़ता है।

यौगिक	$BeCO_3$	$MgCO_3$	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
विघटन ताप	373K	813K	1173K	1563K	1733K

  $BeCO_3$ अस्थायी होता है और केवल CO_2 के वातावरण में ही रखा जा सकता है। कर्बोनेटों का तापीय स्थायित्व धातु ऑक्साइड के स्थायित्व पर निर्भर करता है।

- क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेटों की जल में विलेयता वर्ग में नीचे जाने पर कम होती जाती है क्योंकि धातु आयन का आकार बढ़ने पर जलयोजन ऊर्जा का मान कम होता है। $BeCO_3$ तथा $MgCO_3$ जल में आंशिक विलेय होते हैं जबकि $BaCO_3$ जल में अविलेय होता है।

सल्फेट-

- धातु, धातु ऑक्साइड, हाइड्रॉक्साइड तथा कार्बोनेटों की सल्फ्युरिक अम्ल से क्रिया करने पर संगत क्षारीय मृदा धातु सल्फेट बनाये जाते हैं।
- क्षारीय मृदा धातु सल्फेट श्वेत, क्रिस्टलीय ठोस होते हैं। एक वर्ग में नीचे जाने पर सल्फेटों की जल में विलेयता जलयोजन ऊर्जा का मान कम होने के कारण घटती जाती है $BeSO_4$ तथा $MgSO_4$ जल में अत्यधिक विलेय हैं। $CaSO_4$ आंशिक विलेय तथा $SrSO_4$, $BaSO_4$ पूर्णतः अविलेय होते हैं। क्षारीय मृदा धातु सल्फेट गर्म करने पर धातु ऑक्साइड तथा SO_3 में विघटित हो जाते हैं।

$$MSO_4 \xrightarrow{\Delta} MO + SO_3$$

- धातु का धनविद्युती गुण या हाइड्रॉक्साइड का क्षारीय गुण बढ़ने पर सल्फेटों के विघटन का ताप बढ़ता है।

यौगिक	$BeSO_4$	$MgSO_4$	$CaSO_4$	$SrSO_4$
विघटन ताप	733K	1168K	1422K	1647K

नाइट्रेट-

- क्षारीय मृदा धातु के ऑक्साइड, हाइड्रॉक्साइड तथा कार्बोनेटों को तनु HNO_3 में घोलकर इनके नाइट्रेट प्राप्त किये जा सकते हैं।
- मैग्नीशियम नाइट्रेट, $[Mg(NO_3)_2, 6H_2O]$ के रूप में क्रिस्टलित होता है। जब कि बेरीयम नाइट्रेट, $[Ba(NO_3)_2]$ निर्जल लवण के रूप में क्रिस्टलित होता है। आकार बढ़ने के कारण जलयोजन ऊर्जा का मान कम होता है तथा कम जलयोजित लवण बनाने की प्रवृति बढ़ती है।
- सभी नाइट्रेट गर्म करने पर अपघटित होकर धातु ऑक्साइड देते हैं।

$$2M(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2MO + 4NO_2 + O_2$$

(M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba)

10.2.4 बेरिलियम और ऐलुमिनियम में विकर्ण सम्बन्ध

- द्वितीय वर्ग का प्रथम सदस्य (Be) अपने वर्ग के शेष सदस्यों से अनेक गुणों में भिन्नता प्रदर्शित करता है।
- क्षारीय मृदा धातुओं में Be, ऐसा व्यवहार प्रदर्शित करता है इस प्रकार का व्यवहार, दिखाने के निम्न प्रमुख कारण है।

(i) Be परमाणु एवं Be^{2+} आयन का छोटा आकार

(ii) वर्ग में अपने अन्य सदस्यों की तुलना में उच्च आयनन ऐन्थैल्पी तथा कम वैद्युत धनात्मक प्रवृत्ति

(iii) Be^{2+} आयन की उच्च ध्रुवण क्षमता

(iv) संयोजी कक्ष में d इलैक्ट्रॉनों की अनुपस्थिति

(v) प्रबल अन्तः धात्विक आबन्धन

1. बेरिलियम की अन्य क्षारीय मृदा धातुओं से भिन्नता

1. बेरिलियम बहुत कठोर है। कठोरता में यह क्वार्ट्ज के समान है। बेरिलियम के गलनांक एंव क्वथनांक अपेक्षाकृत उच्च है। इसका कारण बेरिलियम में प्रबल धात्विक बन्धों की उपस्थिति है।
2. **वायु से अभिक्रिया**–उच्च आयनन विभव के कारण बेरिलियम अपने वर्ग में सबसे कम क्रियाशील है। यह वायुमण्डलीय गैसों (ऑक्सीजन तथा नाइट्रोजन) से सामान्य ताप पर अभिक्रिया नहीं करता परन्तु उच्च ताप पर ऑक्साइड तथा नाइट्राइड बनाता है।
3. **जल से अभिक्रिया**–यह जल से सीधी क्रिया नहीं करता क्योंकि इसके ऑक्सीकरण विभव का मान अन्य धातुओं की तुलना में निम्न होता है। इसलिए बेरिलियम भाप का भी विघटन नहीं करता जबकि अन्य धातुएं उपयुक्त ताप पर जल को अपघटित कर देती है।
4. **हाइड्रोजन से अभिक्रिया**–बेरिलियम हाइड्रोजन से सीधा संयोग नहीं करता जबकि अन्य धातुऐं क्रिस्टलीय हाइड्राइड बनाती है। बेरिलियम हाइड्राइड को $BeCl_2$ के अपचयन द्वारा प्राप्त किया जाता है तथा बहुलक $[(BeH_2)_n]$ के रूप में पाया जाता है। जबकि Ca, Ba, Sr के हाइड्राइड आयनिक गुणों वाले हैं।
5. **क्लोराइड**–$BeCl_2$ एक सहसंहयोजक यौगिक है। यह विद्युत का कुचालक है तथा संगलित अवस्था में भी विद्युत चालकता नहीं दर्शाता है। जबकि इस वर्ग की अन्य धातुएं आयनिक गुणों वाले आयनिक क्लोराइड बनाती है तथा ये संगलित अवस्था में विद्युत चालकता दर्शाते हैं।
6. **नाइट्राइड**–बेरिलियम नाइट्राइड (Be_3N_2) एक सहसंयोजक तथा वाष्पशील यौगिक है। जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातुओं के नाइट्राइड आयनिक तथा क्रिस्टलीय ठोस होते हैं।
7. **हाइड्रॉक्साइड**–बेरिलियम हाइड्रॉक्साइड उभयधर्मी प्रकृति का है जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड क्षारीय होते हैं। $Be(OH)_2$ अम्ल तथा क्षार दोनों से क्रिया करता है।

$$Be(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$$

$$Be(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow \underset{\text{सोडियम बेरिलेट}}{Na_2BeO_2} + 2H_2O$$

$Be(OH)_2$ सहसंयोजक है तथा जल में अविलेय है जबकि अन्य

क्षारीय मृदा धातुओं के हाइड्रॉक्साइड आयनिक है एवं इनकी जल में विलेयता $Mg(OH)_2$ से $Ba(OH)_2$ तक बढ़ती है।

8. **ऑक्साइड**–BeO सहसंयोजक प्रकृति का तथा उभयधर्मी है जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातुओं के ऑक्साइड आयनिक तथा क्षारीय है।

$$BeO + H_2SO_4 \rightarrow BeSO_4 + H_2O$$

$$BeO + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2O$$

9. **क्षारों से क्रिया**–बेरिलियम क्षारों से क्रिया कर हाइड्रोजन देता है जबकि अन्य क्षारीय मृदा धातुएं क्षारों से क्रिया नहीं करती है।

$$Be + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2$$

10. **ज्वाला परीक्षण**–बेरिलियम एवं Mg के अतिरिक्त सभी क्षारीय मृदा धातुएं ज्वाला परीक्षण देती है।

2. बेरिलियम और ऐलुमिनियम में विकर्ण सम्बन्ध

कई गुणों में बेरिलियम जो कि वर्ग–2 का धातु है, ऐलुमिनियम से जो कि वर्ग–13 का धातु है, समानता दर्शाता है। Be तथा Al में विकर्ण सम्बन्ध के निम्न कारण हैं–

(i) Be^{2+} तथा Al^{3+} आयनों का आकार छोटा होने के कारण ये इनमें जुड़ें ऋण आयनों को अधिक ध्रुवित करते हैं। इसलिए इनके यौगिकों में सहसंयोजक प्रवृत्ति होती है।

(ii) दोनों के मानक ऑक्सीजन विभव के मान लगभग समान है।

$$Be \rightarrow Be^{2+} + 2e; E° = 1.85 volt$$

$$Al \rightarrow Al^{3+} + 3e; E° = 1.66 volt$$

(iii) दोनों की विद्युत ऋणताओं के मान समान है (Be = 1.5 ; Al = 1.5)।

बेरिलियम तथा ऐलुमिनियम के गुणों में समानताएं निम्न हैं–

1. प्रकृति में दोनों एक ही खनिज बेरिल ($3 BeO.Al_2O_3.6SiO_2$) में साथ–साथ पाये जाते हैं।
2. दोनों ही सामान्य ताप पर वायुमण्डीय गैसों से प्रभावित नही करते हैं।
3. दोनों ही जल को अपघटित करते हैं।
4. ऐलुमिनियम के समान बेरिलियम भी सान्द्र HNO_3 से क्रिया कर धातु की ऊपरी सतह पर ऑक्साइड की रक्षात्मक तह बना कर निष्क्रिय हो जाता है।
5. दोनों ही क्षारों से क्रिया कर हाइड्रोजन गैस देते हैं।

$$Be + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2$$

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2$$

6. दोनों के ऑक्साइड तथा हाइड्रॉक्साइड उभयधर्मी होते हैं अर्थात् अम्ल तथा क्षार दोनों से क्रिया करते हैं।

$$BeO + H_2SO_4 \rightarrow BeSO_4 + H_2$$

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

$$Be(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$$

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$BeO + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

$$Be(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2O$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Al_2O_3 + 2H_2O$$

हाइड्रॉक्साइड जल में अविलेय है तथा गर्म करने पर ऑक्साइड बनाते हैं।

$$Be(OH)_2 \rightarrow BeO + H_2O$$

$$2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

7. बेरिलियम कार्बाइड तथा एलुमिनियम कार्बाइड दोनों जल से क्रिया कर मेथेन देते हैं।

$$Be_2C + 2H_2O \rightarrow 2BeO + CH_4$$

$$Al_4C_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al_2O_3 + 3CH_4$$

8. दोनों क्लोरीन से क्रिया कर सहसंयोजक क्लोराइड बनाते हैं। $BeCl_2$ तथा $AlCl_3$ दोनों के गलनांक निम्न हैं। तथा ये दोनों लुईस अम्ल है। दोनों ही जल में अपघटित होते हैं।
9. बेरिलियम तथा ऐलुमिनियम दोनों ही बहुलक प्रकृति के हाइड्रॉइड बनाते हैं।
10. उच्च ताप पर गर्म करने पर दोनों ही नाइट्रोजन से क्रिया कर नाइट्राइड बनाते हैं।

$$3Be + N_2 \rightarrow Be_3N_2$$

$$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$$

ये नाइट्राइड जल से क्रिया कर अमोनिया देते हैं।

$$Be_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Be(OH)_2 + 2NH_3$$

$$AlN + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + NH_3$$

11. Be^{2+} तथा Al^{3+} दोनों में जटिल आयन बनाने की प्रबल प्रवृत्ति है। उदाहरणार्थ–दोनों जटिल फ्लुओराइड बनाते हैं।

$$[(BeF_4)^{2-}, (AlF_6)^{3-}]$$

12. दोनों के कार्बोनेट अस्थाई होते हैं।
13. दोनों ज्वाला परीक्षण नहीं देते हैं।
14. दोनों धातुएं अपने फ्लोओराइड यौगिकों की उपस्थिति में यौगिकों के विद्युत अपघटन से प्राप्त की जाती है।

उपयोग–

- बेरीलियम का उपयोग मिश्रधातु निर्माण में होता है। Cu-Be मिश्रधातु उच्च सामर्थ्य की स्प्रिंग बनाने में उपयोग में आती है। धात्विक बेरीलियम एक्स किरण नली की खिड़की (window) बनाने में काम आती है।
- Mg-Al मिश्र धातु (डूरालुमिन Al = 95%, Cu = 4%, Mn = 0.5% तथा Mg = 0.5%) हल्का होने के कारण वायुयानों के निर्माण में प्रयुक्त होती है। Mg चूर्ण का उपयोग चमकीले पाउडर तथा बल्ब, तापदीप्त बमों (incendiary bombs) और संकेतकों (signals) में होता है। जल में $Mg(OH)_2$ का निलम्बन (जिसे 'मिल्क ऑफ मैग्नीसिया' कहते हैं) का उपयोग ऐन्टासिड (Antacid) दवाई के रूप में होता है। $Mg(OH)_2$ तथा $MgCO_3$ का प्रयोग टूथपेस्ट बनाने में किया जाता है। Mg का प्रयोग गिन्यार अभिकर्मक, जो कार्बनिक संश्लेषणों में बहुतायत में काम में लिया जाता है बनाने में भी किया जाता है।
- कैल्सियम का उपयोग, ऐसी धातुओं के निष्कर्षण में किया जाता है जिनके धातुऑक्साइडों का अपचयन कार्बन के द्वारा नहीं किया जा

सकता।

- Ca तथा Ba की उच्च ताप पर ऑक्सीजन तथा नाइट्रोजन के प्रति क्रियाशीलता के कारण ये निर्वात ट्यूब को पूर्ण रूप से वायु मुक्त करने के काम आते हैं।
- रेडीयम लवण कैन्सर रोग के उपचार में रेडियोथैरेपी में काम आते हैं।

10.2.5 कैल्शियम तत्त्व के कुछ महत्त्वपूर्ण यौगिक

- हमारे दैनिक जीवन में Ca के बहुत से ऐसे यौगिक हैं। जो काम आते हैं।
- इनमें से कुछ प्रसिद्ध यौगिक CaO, $Ca(OH)_2$, $CaSO_4 . \frac{1}{2}H_2O$. व सीमेन्ट है।

1. कैल्शियम ऑक्साइड या बिना बुझा चूना CaO

निर्माण–

- चूने के पत्थर $[CaCO_3]$ को घूर्णित भट्टी में 1070 से 1270 K ताप पर गर्म करके व्यावसायिक स्तर पर इसका निर्माण किया जाता है।

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons \underset{\text{बिना बुझा (कली) चूना}}{CaO(s)} + CO_2(g) \; \Delta H = +179.9 KJ$$

- बिना बुझा चुना को अच्छी मात्रा में प्राप्त करने के लिए निम्नलिखित सावधानियाँ बरतनी आवश्यक है–

(i) अग्रअभिक्रिया की गति को बढ़ाने के लिये, CO_2 को बाहर निकालते रहना चाहिये।

(ii) भट्टी का तापक्रम 1270 K से अधिक नहीं होना चाहिये अन्यथा अशुद्धि के रूप में उपस्थिति सिलिका (SiO_2) CaO से क्रिया कर सकता है।

$$CaO + SiO_2 \xrightarrow[\text{ऊपर ताप पर}]{1270K \text{ से}} \underset{\text{कैल्शियम सिलिका}}{CaSiO_3}$$

भौतिक गुण–

यह अक्रिस्टलीय श्वेत ठोस है। इसका गलनांक 2570 K होता है। कैल्शियम ऑक्साइड पर ऑक्सी–हाइड्रोजन ज्वाला डालने पर श्वेत प्रकाश उत्पन्न होता है जिसे **लाइमलाइट** (Limelight) कहते है।

रासायनिक गुण–

1. **वायु से क्रिया**–यह नम वायु में रखने पर पहले जल से क्रिया कर $Ca(OH)_2$ बनाता है। जो वायु में उपस्थित CO_2 से क्रिया कर $CaCO_3$ में बदल जाता है।

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

2. **जल से क्रिया**–जल में घोलने पर यह ऊष्मा उत्पन्न करता है। उत्पन्न ऊष्मा से कुछ जल वाष्पित हो जाता है। तथा चूना गर्म होकर धीरे–धीरे चूर्ण में बिखर जाता है। यह क्रिया **चूने का बूझना** कहलाती है। तथा प्राप्त कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड को बुझा हुआ चूना कहते हैं।

$$CaO + H_2O \rightarrow \underset{\text{बुझा हुआ चूना}}{Ca(OH)_2} + \underset{67KJ \text{ प्रतिमोल}}{\text{ऊष्मा}}$$

3. **अम्लों व अम्लीय ऑक्साइडों से क्रिया**–कैल्शियम ऑक्साइड एक क्षारीय ऑक्साइड है। अतः अम्लों अथवा अम्लीय ऑक्साइडों से क्रिया कर लवण बनाता है।

$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$CaO + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$$

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

$$3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$$

4. **अधातुओं से क्रिया**–यह कार्बन से क्रिया कर कैल्शियम कार्बाइड तथा क्लोरीन से क्रिया कर कैल्शियम क्लोराइड बनाता है।

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO$$

$$2CaO + 2Cl_2 \rightarrow 2CaCl_2 + O_2$$

5. **अमोनियम लवणों से क्रिया**–यह अमोनिया लवणों से क्रिया कर अमोनिया मुक्त कर देता है।

उपयोग–

1. धातुकर्म में क्षारीय गालक के रूप में।
2. कांच, सीमेण्ट व पॉट्री बनाने में।
3. कैल्शियम कार्बाइड बनाने में।
4. जल शोषक के रूप में, एल्कोहॉल व गैसों को शुष्क करने में।
5. अमोनिया व सोडा लाइम बनाने में। **सोडा लाइम** NaOH व CaO का मिश्रण होता है।
6. भट्टियों में बेसिक अस्तर बनाने में।
7. संक्रमणकारी तथा रोगाणुनाशी के रूप में।

2. कैल्शियम कार्बोनेट-संगमरमर

- **निर्माण (Preparation)**–प्रकृति में कैल्शियम कार्बोनेट, चूने के पत्थर एवं संगमरमर के रूप में पाया जाता है। इसे लघु स्तर पर निम्न प्रकार से बनाया जा सकता है–

(i) बुझे हुए चूने से CO_2 की सीमित मात्रा को गुजार कर इसे बनाया जाता है जिससे विलयन दूधिया हो जाता है।

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \underset{\text{दूधिया}}{CaCO_3} + H_2O$$

इस गैस को आधिक्य में गुजारने पर विलयन का दूधिया रंग समाप्त हो जाता है। इसका कारण यह है कि अविलेय $CaCO_3$, विलेय $Ca(HCO_3)_2$ में परिवर्तित हो जाता है।

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{(विलेय)}}{Ca(HCO_3)_2}$$

(ii) सोडियम कार्बोनेट और कैल्शियम क्लोराइड के जलीय विलयनों के बीच अभिक्रिया द्वारा

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$$

- **गुण (Properties)**–

(i) यह सफेद रोएँदार (Fluffy) अक्रिस्टलीय चूर्ण होता है तथा जल में बहुत ही कम घुलनशील होता है।

(ii) 1200 K तापमान पर गर्म करने पर यह CO_2 गैस निकालता है।

$$CaCO_3 \xrightarrow{1200K} CaO + CO_2$$

(iii) यह तनु खनिज अम्लों के साथ अभिक्रिया करके CO_2 निकालता है।

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

$$CaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2$$

- **उपयोग (Uses)** -

(i) $CaCO_3$ (संगमरमर) इमारत बनाने वाले पदार्थ के रूप में काम में आता है।

(ii) यह बिना बुझे चूने (CaO) के निर्माण में उपयोगी होता हैं।

(iii) यह Na_2CO_3 के निर्माण की सॉल्वे विधि में काम में आता है।

(iv) यह आयरन के धातुकर्म में उपयोगी होता है।

(v) पूर्ण शुद्ध रूप में यह दंत मंजन एवं सौन्दर्य प्रसाधकों (Cosmetics) में प्रयुक्त होता है।

10.2.6 Mg व Ca की जैव उपयोगिता

- एक वयस्क व्यक्ति के शरीर में 25 g(Mg), 1200 g. (Ca) 5 g Fe व 0.06 g Cu. उपस्थित होता है।
- मानव शरीर में इनकी दैनिक आवश्यकता 200-300 mg आंकी गई हैं।
- वे समस्त एन्जाइम जो फॉस्फेट के संचरण में ATP का उपयोग करते है, Mg का उपयोग सह–घर्टक के रूप में करते हैं।
- पौधों के प्रकाश अवशोषण के लिये मुख्य रंजक क्लोरोफिल में भी Mg होता है।
- शरीर में Ca का 99% दाँतों तथा हड्डियों में होता है।
- Ca अंतरतांत्रिकीय पेशीय कार्य प्रणाली, अन्तरतांत्रिकीय प्रेषण, कोशिका झिल्ली अखण्डता तथा रक्त स्कंदन में महत्त्वपूर्ण भूमिका निभाता हैं।
- रक्त प्लाज्मा में Ca की सान्द्रता लगभग 100 mg L^{-1} होती है, एन्जाइम **कैल्सिटोनिन** एवं पेराथायराइड इस सान्द्रता को बनाये रखते हैं।
- हड्डी द्वारा जो Ca प्राप्त किया जाता है व प्लाज्मा में से ही लिया जाता है।

पाठ्य पुस्तक के प्रश्न एवं उत्तर

वस्तुनिष्ठ प्रश्न

प्र.1. निम्न में से कौनसा क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेट ताप के प्रति सबसे अधिक स्थायी है–

(अ) $MgCO_3$ (ब) $CaCO_3$

(स) $SrCO_3$ (द) $BaCO_3$ **(द)**

प्र.2. निम्न में से कौनसा यौगिक साल्वे अमोनिया प्रक्रम में सह–उत्पाद के रूप में प्राप्त होता है–

(अ) कार्बन डाइ ऑक्साइड (ब) अमोनिया

(स) कैल्सियम क्लोराइड (द) कैल्सियम कार्बोनेट **(स)**

प्र.3. क्षार धातु हैलाइडों में सबसे कम जालक ऊर्जा होती है–

(अ) LiF (ब) NaCl

(स) KBr (द) CsI **(द)**

प्र.4. निम्न में से किसके द्वारा ज्वाला परीक्षण नहीं दिया जाता है–

(अ) Be (ब) K

(स) Sr (द) Na **(अ)**

प्र.5. निम्नलिखित में से किस धातु का गलनांक न्यूनतम है–

(अ) Na (ब) K

(स) Rb (द) Cs **(द)**

अतिलघूत्तरात्मक

प्र.6. वर्ग I के तत्त्व क्षार धातु क्यों कहलाते हैं?

उत्तर ये तत्त्व जल के साथ अभिक्रिया करके क्षारीय प्रवृति के हाइड्रोक्साइड बनाते हैं अत: ये तत्त्व क्षार धातु कहलाते हैं।

प्र.7. एक आवर्त में क्षार धातुओं के गलनांक क्षारीय मृदा धातुओं से कम क्यों होते हैं।

उत्तर क्षारीय धातुओं का आकार क्षारीय मृदा धातुओं से आकार बड़ा होने के कारण, इनमें धात्विक बन्ध दुर्बल पाये जाते हैं। अत: क्षार धातुओं के गलनांक क्षारीय मृदा धातुओं से कम होते हैं।

प्र.8. क्षार धातुएँ प्रकृति में प्रबल विद्युत धनी है, क्यों?

उत्तर क्षार धातुओं के आयनन एन्थैल्पी का मान बहुत ही कम होने के कारण इनमें e^- त्याग कर धनायन बनाने की प्रवृति अधिकतम होती है अत: ये धातुएँ प्रकृति में प्रबल विद्युतधनी है।

प्र.9. कौनसी धातु आयन हमारे शरीर में रक्त का थक्का जमने के लिए उत्तरदायी है?

उत्तर- Na^+ आयन

प्र.10. क्षार धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास दीजिये?

उत्तर

Li_3	$1s^2 2s^1$
Na_{11}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
K_{19}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Rb_{37}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
Cs_{55}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

प्र.11. Na_2O_2 में सोडियम की ऑक्सीकरण अवस्था ज्ञात कीजिए?

उत्तर यौगिक परऑक्साइड है अत: इस यौगिक में Oxygen तत्त्वों का आं अंक –1 है।

Na_2O_2

$2[x] + 2[-1] = 0$

$2x - 2 = 0$

$x = +1$ अत: Na का ऑक्षंक +1 है।

प्र.12. पोटैशियम की तुलना में सोडियम कम क्रियाशील है।

उत्तर Na तत्त्व की आयनन ऐन्थैल्पी का मान K से अधिक है अत: Na में Na^+ बनाने की प्रवृति K से कम है। अत: K तत्त्व Na से अधिक क्रियाशील है।

प्र.13. क्षार धातुऐं तथा क्षारीय मृदा धातुऐं रासायनिक अपचयन विधि से क्यों नहीं प्राप्त किए जा सकते हैं।

उत्तर- ये दोनों धातुएँ प्रबल अपचायक पदार्थ है अत: ये रासायनिक अपचयन विधि द्वारा प्राप्त नहीं किये जा सकते हैं।

प्र.14. पोटैशियम कार्बोनेट साल्वे विधि द्वारा नहीं बनाया जा सकता है?

क्यों?

उत्तर- क्योंकि $KHCO_3$ अत्यधिक जल में विलेय होने के कारण, कार्बोनेट कक्ष में अवक्षेपित नहीं हो पाता।

प्र.15. बिना बुझे चूने को जब सिलिका के साथ गरम किया जाता है। तब क्या अभिक्रिया होती है?

उत्तर कैल्शियम सिलिकेट प्राप्त होता है।

$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$

प्र.16. क्षार धातुओं के द्वितीय आयनन विभव के मान प्रथम से अधिक क्यों होते हैं?

उत्तर $M +$ ऊर्जा [प्रथम आयनन विभव] $\rightarrow M^+ + e^-$

$M^+ +$ ऊर्जा [द्वितीय आयनन विभव] $\rightarrow M^{2+} + e^-$

द्वितीय आयनन विभाव में e धनायन में से निकाला जाता है जिसका आकार बहुत छोटा होता है। अत: अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

$\therefore$ क्षार धातुओं का द्वितीय आयनन विभव का मान अधिक होता है।

प्र.17. लीथियम यौगिक सहसंयोजक प्रकृति के क्यों होते हैं?

उत्तर- Li^+ के अत्यधिक छोटा होने के कारण यह ऋणात्मक को अधिक ध्रुवित कर देने के कारण Li के यौगिक सहसंयोजक प्रकृति प्रदर्शित करते है।

प्र.18. लीथियम एल्युमिनियम हाइड्राइड कैसे निर्मित करते हैं?

उत्तर- $LiH + AlH_3 \longrightarrow LiAlH_4$

प्र.19. 'हाइड्रोलिथ' क्या है? यह जल से कैसे क्रिया करता है?

उत्तर- CaH_2 को हाइड्रोलिथ कहते हैं।

$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2O$

प्र.20. NaOH और $Mg(OH)_2$ में से कौनसा प्रबल क्षार है?

उत्तर- NaOH एक प्रबल क्षार है क्योंकि Na तत्व का आयनन विभव कम है।

प्र.21. प्रकाश वैद्युत सेल में लीथियम के स्थान पर पोटैशियम एवं सीजियम क्यों प्रयुक्त किये जाते हैं?

उत्तर- K व Cs तत्वों के आयनन विभव निम्नतम होने के कारण इन्हें प्रकाश विद्युत सेल में प्रयोग में लेते हैं।

प्र.22. निम्नलिखित के संदर्भ में क्षार धातुओं एवं क्षारीय मृदा धातुओं की तुलना कीजिए-

(क) आयनन एन्थैल्पी (ख) परमाण्वीय व आयनिक त्रिज्याएँ

उत्तर- (क) आयनन एन्थैल्पी- क्षार धातुओं का आकार क्षारीय मृदा धातुओं से अधिक एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश कम होने के कारण, क्षार धातुओं की आयनन ऐन्थैल्पी का मान कम होता है।

(ख) परमाण्वीय व आयनिक त्रिज्याएँ- क्षारीय धातुओं में प्रभावी नाभिकीय आवेश का मान, क्षारीय मृदा धातुओं से कम होने के कारण इनका आकार, व आयनिक त्रिज्याओं का मान क्षारीय मृदा धातुओं से बड़ा होता है।

प्र.23. सोडियम क्लोराइड से प्रारंभ करके निम्नलिखित को आप कैसे बनाएँगें?

(क) सोडियम हाइड्रॉक्साइड (ख) सोडियम कार्बोनेट

उत्तर- (क) सोडियम हाइड्रॉक्साइड-

$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-; \quad H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$Na^+ + e^- \rightarrow Na$

$Na + H_2O \rightleftharpoons NaOH + H_2$

(ख) सोडियम कार्बोनेट

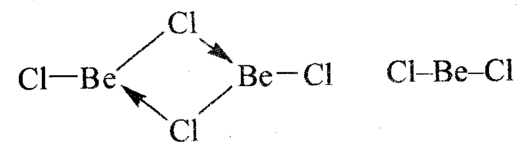
$NaCl + NH_3 + H_2O + CO_2 \rightleftharpoons NaHCO_3 + NH_4Cl$

$2NaHCO_3 \xrightarrow[523K]{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

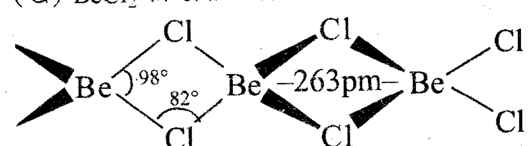
प्र.24. निम्नलिखित की संरचना बताइए-

(क) $BeCl_2$ (वाष्प) (ख) $BeCl_2$ (ठोस)

उत्तर- (क) $BeCl_2$ की वाष्प अवस्था में चित्र



(ख) $BeCl_2$ की ठोस अवस्था के चित्र



प्र.25. क्षार धातुएँ द्रव अमोनिया में नीला रंग क्यों देती है?

उत्तर- $M + (x+y)NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^+ + [e^-(NH_3)_y]$

विलयन का नीला रंग अमोनीकृत इलेक्ट्रॉन के कारण होता है, जो दृश्य प्रकाश के लाल क्षेत्र की संगत ऊर्जा का अवशोषण करके विलयन को नीला रंग प्रदान करते हैं।

प्र.26. H_2-अणु है लेकिन He_2 अणु अज्ञात है। समझाइऐं क्यों?

उत्तर- H- परमाणु की बाह्यतम कक्षा में एक e^- उपस्थित होता है। $(1s^1)$ अस्थाई होने के कारण ये H_2 स्थायी अणु बना लेता है।

जबकि He में $2e^-$ उपस्थित होते है जो स्थायी विन्यास के कारण, क्रिया नहीं करता, अत: He के रूप में रहता है।

प्र.27. ऑक्साइड, परऑक्साइड और सुपरऑक्साइड क्या है? उदाहरण सहित समझाइए।

उत्तर- बिन्दु 10.1.2 का (i) भाग देखें।

प्र.28. निर्जल कैल्सियम क्लोराइड निर्जली कारक के रूप में प्रयुक्त होता है, क्यों?

उत्तर- निर्जल $CaCl_2$. H_2O के अणुओं को अवशोष्ज्ञित कर $CaCl_2 . 4H_2O$ बनाता है अत: यह एक निर्जलीकारक के रूप में प्रयोग लेता है।

प्र.29. LiF जल में लगभग अविलेय होता है, जबकि LiCl न सिर्फ जल में, बल्कि ऐसीटोन में भी विलेय होता है। कारण बताइए?

उत्तर- LiF एक आयनिक यौगिक है जो कि छोटे Li^{+1} F^- आयन के कारण है अत: LiF जलयोजन ऊर्जा का मान, जालक ऊर्जा के मान से कम होने

के कारण LiF जल में अविलेय होता है।

LiCl आंशिक सहसंयोजक गुण रखने के कारण, यह ध्रुवीय विलायक H_2O में एवं acetone में विलेय होता है।

प्र.30. Na_2CO_3 का विलयन क्षारीय होता है क्यों?

उत्तर- $Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2NaOH + H_2CO_3$

$CO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2OH^- + H_2CO_3$

Na_2CO_3 के ऋणायन भाग (CO_3^{2-}) का जल से क्रिया करने के कारण, Na_2CO_3 का जलीय विलयन क्षारीय होता है।

प्र.31. निम्नलिखित के उपयोग लिखिए-

(क) चूना पत्थर (ख) सोडियम कार्बोनेट

उत्तर- **(क) चूना पत्थर**- पेज 10.8 पर देखें।

(ख) सोडियम कार्बोनेट- पेज 10.16 पर देखें।

प्र.32. निम्नलिखित तथ्यों को समझाइये-

(क) BeO जल में अविलेय है जबकि $BeSO_4$ विलेय है।

(ख) BaO जल में विलेय है जबकि $BaSO_4$ अविलेय है।

उत्तर-(क) BeO की जलयोजन ऊर्जा का मान, इसकी जालक ऊर्जा से बहुत कम होने के कारण यह जल में अविलेय है लेकिन $BeSO_4$ में स्थित SO_4^{2-} आयन के बड़े आकार के कारण जालक ऊर्जा का मान, जल योजन ऊर्जा से कम होता है, अत: विलेय है।

(ख) BaO में उपस्थित Ba^{2+} आयन का आकार बड़ा होने के कारण, BaO की जालक ऊर्जा का मान, इसकी जल योजन ऊर्जा के मान से कम होता है, अत: BaO जल में विलेय है। $BaSO_4$ में Ba^{2+} व SO_4^{2-} दोनों का आकार बड़ा होने के कारण इसकी जालक ऊर्जा का मान, जलयोजन ऊर्जा से अधिक होने के कारण, अविलेय है।

प्र.33. निम्नलिखित के मध्य क्रियाओं के संतुलित समीकरण लिखिए-

(क) Be_2C एवं जल (ख) KO_2 एवं जल

(ग) लीथियम एवं नाइट्रोजन

उत्तर-(क) $Be_2C + H_2O \rightarrow 2BeO + CH_4$

(ख) $4KO_2 + 2H_2O \rightarrow 4KOH + O_2$

(ग) $6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$

प्र.34. विकर्ण सम्बन्ध क्या है? बेरिलियम किस प्रकार एल्युमिनियम से समानता दर्शाता है?

उत्तर- बिन्दु 10.2.4 पर देखें।

प्र.35. लीथियम अपने वर्ग के अन्य तत्त्वों से समानता नहीं रखता। इसका क्या कारण है?

उत्तर- बिन्दु 10.1.3 पर देखें।

प्र.36. वर्ग I तथा वर्ग II धातु हाइड्राइडों के गुण बताइए। बेरीलियम हाइड्राइड की संरचना को समझाइये?

उत्तर- बिन्दु 10.1.2 के (3) भाग एवं 10.2.2 के (b) भाग देखें।

BeH_2 की संरचना के लिये पेज 10.13 देखें।

प्र.37. जैव द्रवों में Na, K, Mg तथा Ca के महत्व को समझाइये?

उत्तर- बिन्दु 10.15 एवं 10.2.6 देखें।

प्र.38. औद्योगिक स्तर पर सोडियम कार्बोनेट बनाने की विधि का वर्णन कीजिये?

उत्तर- बिन्दु 10.1.5 का (i) भाग देखें।

प्र.39. क्षार धातुओं के रासायनिक गुणों का वर्णन कीजिए तथा इनमें Li की आयनन ऊर्जा सर्वाधिक है फिर भी यह प्रबलतम अपचायक है क्यों?

उत्तर- रासायनिक गुणों के लिये बिन्दु 10.1.2 देखें।

Li^+ आयन का आकार अत्यधिक छोटा होने के कारण इसकी जलयोजन ऊर्जा का मान सबसे अधिक होती है।

जलयोजन ऊर्जा, आयनन ऊर्जा को समायोजित कर देती है और e का परित्याग आसानी से हो जाता है इस प्रकार Li प्रबल अपचायक प्रवृत्ति दर्शाता है।

प्र.40. वर्ग I के निम्नलिखित यौगिकों की तुलना वर्ग II के संगत यौगिकों से विलेयता एवं तापीय स्थायित्व के आधार पर कीजिए-

(क) नाइट्रेट (ख) सल्फेट (ग) कार्बोनेट

उत्तर- See text.

प्रमुख प्रश्न एवं उत्तर

प्र.1. क्षार धातुएँ प्रकृति में क्यों नहीं पाई जाती हैं ?

उत्तर कम आयनन एन्थैल्पी और प्रबल वैद्युत धनात्मक लक्षण के कारण क्षार धातुएं अत्यधिक क्रियाशील होती हैं। ये मुक्त अवस्था में नहीं मिलती हैं तथा अन्य तत्त्वों के साथ हमेशा संयोग करती हैं। परिणामस्वरूप क्षार धातुएं प्रायः प्रकृति में नहीं मिलती हैं।

प्र.2. Na_2O_2 में सोडियम की ऑक्सीकरण अवस्था ज्ञात कीजिए।

उत्तर $\overset{x}{Na_2}\overset{-1}{O_2}; 2x + 2(-1) = 0$ या $x = +1$

प्र.3. पोटैशियम की तुलना में सोडियम कम अभिक्रियाशील क्यों है ? बताइए।

उत्तर इसका कारण यह है कि पोटैशियम ($\Delta_i H_1 = 419 kJmol^{-1}$) की तुलना में सोडियम की आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H_1 = 496\ kJmol^{-1}$) अधिक होती हैं। परिणामत: सोडियम की अपेक्षा पोटैशियम अधिक वैद्युत धनी एवं अधिक प्रबल अपचायक होता है। यह जल के साथ भी सोडियम की अपेक्षा पोटैशियम अधिक तीव्रता से अभिक्रिया करता है। अत: पोटैशियम की अपेक्षा सोडियम कम क्रियाशील होता है।

प्र.4. निम्नलिखित के सन्दर्भ में क्षार धातुओं एवं क्षारीय मृदा धातुओं की तुलना कीजिए–

(क) आयनन एन्थैल्पी, (ख) ऑक्साइडों की क्षारकता,

(ग) हाइड्रॉक्साइडों की विलेयता।

उत्तर **(क) आयनन एन्थैल्पी**–क्षारीय मृदा धातुओं (वर्ग 2) की आयनन एन्थैल्पी छोटे आकार और अधिक सममितकार विन्यास के कारण समान आवर्त में उपस्थित क्षार धातुओं (वर्ग 1) की अपेक्षा अधिक होती है। उदाहरण के लिए,

Na की $\Delta_i H_1 = 496\ kJ\ mol^{-1}$; Mg की $\Delta_i H_1 = 737\ kJ\ mol^{-1}$

(ख) **ऑक्साइडों की क्षारकता**–क्षार धातुओं के ऑक्साइड समान आवर्त में उपस्थित क्षारीय मृदा धातुओं के ऑक्साइडों की तुलना में अधिक प्रबल क्षार होते हैं। इस तथ्य से पता चलता है कि जब Na_2O को जल में घोला जाता है तो एक क्षार NaOH बनता है। यह क्षार MgO के जल में घुलने पर बने क्षार $Mg(OH)_2$ से अधिक प्रबल होता है।

(ग) **हाइड्रॉक्साइडों की विलेयता**–क्षार धातु के हाइड्रॉक्साइड, समान आवर्त में उपस्थित क्षारीय मृदा धातु के हाइड्रॉक्साइड की अपेक्षा जल में अधिक घुलनशील होते हैं। इसका कारण है कि क्षार धातुओं की अपेक्षा क्षारीय मृदा परिवार के हाइड्रॉक्साइडों की जालक ऊर्जा अधिक होती है।

प्र.5. क्षार धातुएँ तथा क्षारीय मृदा धातुएँ रासायनिक अपचयन विधि से क्यों नहीं प्राप्त किए जा सकते हैं ?

उत्तर इन दोनों परिवारों से सम्बन्धित धातुएं बहुत प्रबल अपचायक होती है। अतः इनके ऑक्साइडों को सामान्य अपचायकों जैसे कार्बन (कोयला), जिंक आदि के साथ अभिक्रिया द्वारा अपचयित करना सम्भव नहीं होता है। इनको सामान्यतया गलित अवस्था में इन धातुओं के लवणो के वैद्युत अपघटन द्वारा विलगित किया जाता है।

प्र.6. प्रकाश विद्युत सैल में Li के स्थान पर K व Cs क्यों प्रयुक्त करते हैं।

उत्तर लीथियम की आयनन एन्थैल्पी काफी उच्च होती है। प्रकाश के फोटॉन लीथियम धातु की सतह से इलैक्ट्रॉन निकालने की स्थिति में नही होते हैं। अतः प्रकाश वैद्युत प्रभाव परिलक्षित नहीं होता है। किन्तु पोटैशियम और सीजियम दोनों में तुलनात्मक रूप से कम आयनन एन्थैल्पी होती है। इसका तात्पर्य है कि जब न्यूनतम आवृत्ति (देहली आवृत्ति ν^0) वाले फोटॉन अपनी सतह के विरूद टकराते हैं तो इन धातुओं की सतह से इलैक्ट्रॉन काफी आसानी से निकल सकते हैं।

प्र.7. पोटैशियम कार्बोनेट साल्वे विधि द्वारा नहीं बनाया जा सकता है। क्यों ?

उत्तर सोडियम कार्बोनेट प्राप्त करने के लिए साल्वे अमोनिया प्रक्रम में निर्मित $NaHCO_3$ अवक्षेपित हो जाता है और गर्म करने पर यह सोडियम कार्बोनेट देता है। यदि इसी प्रक्रम को K_2CO_3 के निर्माण में प्रयुक्त किया जाता है तो $KHCO_3$ बन जाता है। परन्तु चूंकि $KHCO_3$ जल में अत्यधिक घुलनशील है, अतः यह अलग नहीं किया जा सकता।

प्र.8. Li_2CO_3 कम ताप पर एवं Na_2CO_3 उच्च ताप पर क्यों विघटित होता है ?

उत्तर गर्म करने पर Li_2CO_3 विघटित होकर Li_2O और CO_2 बनाता है। Li^+ आयन का अपेक्षाकृत छोटा आकार Li_2O के जालक को Li_2CO_3 के जालक से अधिक स्थायी बना देता है। परन्तु Na^+ आयन के अपेक्षाकृत बड़े आकार के कारण Na_2O का जालक, Na_2CO_3 के जालक से कम स्थायी होता है। अतः गर्म करने पर Na_2CO_3 विघटित नहीं होता है।

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} Li_2O + CO_2 ; Na_2CO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} \text{कोई अभिक्रिया नही}$$

प्र.9. क्षार धातुओं के निम्नलिखित यौगिकों की तुलना क्षारीय मृदा धातुओं के संगत यौगिकों से विलेयता एवं तापीय स्थायित्व के आधार पर कीजिए-(क)नाइट्रेट (ख) कार्बोनेट (ग) सल्फेट।

उत्तर (क) क्षार धातु और क्षारीय मृदा धातुओं के नाइट्रेट

विलेयता–क्षार धातुओं के नाइट्रेट जल में घुलनशील होते हैं। इनकी विलेयता वर्ग में नीचे की ओर बढ़ती है क्योंकि इनकी जालक एन्थैल्पी जलयोजन एन्थैल्पी की अपेक्षा शीघ्रता से घटती है। (कृपया ध्यान में रखें कि जालक एन्थैल्पी में कमी ठोस की विलेयता के अनुकूल होती है जबकि जलयोजन एन्थैल्पी में कमी इसके प्रतिकूल होती है।)

क्षारीय मृदा धातुओं के नाइट्रेट उत्क्रम प्रवृत्तियों का अनुसरण करते हैं अर्थात् इनकी विलेयता वर्ग में नीचे की ओर **घटती** है क्योंकि जलयोजन एन्थैल्पी जालक एन्थैल्पी की अपेक्षा अधिक शीघ्रता से घटती है।

तापीय स्थायित्व–क्षार धातुओं के नाइट्रेटों (लीथियम नाइट्रेट को छोड़कर) को गर्म करने पर विघटित होकर संगत नाइट्राइट बनाते हैं और ऑक्सीजन मुक्त करते हैं।

$$2MNO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2MNO_2 + O_2 (M = Na, K, Rb, Cs)$$

लीथियम नाइट्रेट विघटित होकर लीथियम ऑक्साइड बनाता है और NO_2 एवं O_2 मुक्त होते हैं।

$$4LiNO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2Li_2O + 4NO_2 + O_2$$

क्षारीय मृदा धातु के नाइट्रेट भी लीथियम नाइट्रेट की तरह विघटित हो जाते हैं।

$$2M(NO_3)_2 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2MO + 4NO_2 + O_2 (M = Mg, Ca, Sr, Ba)$$

(ख) क्षार धातु और क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट

विलेयता–क्षार धातु कार्बोनेटों की विलेयता में प्रवृत्ति नाइट्रेटों के समान ही होती है अर्थात् यह वर्ग में नीचे की ओर बढ़ती है। क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेटों के विलेयता में सामान्य प्रवृत्ति भी समान होती है अर्थात् यह वर्ग के नीचे की ओर घटती है।

तापीय स्थायित्व–लीथियम कार्बोनेट जो गर्म करने पर विघटित होकर CO_2 मुक्त करता है, को छोड़कर क्षार धातुओं के शेष कार्बोनेट ऊष्मा के प्रति काफी स्थायी होते हैं अर्थात् ये विघटित नहीं होते हैं।

$$2Li_2CO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} Li_2O + CO_2$$

वास्तव में Li_2O, Li_2CO_3 की अपेक्षा अधिक स्थायी होता हैं क्योंकि Li^+ आयन के छोटे आकार के कारण Li_2O का जालक काफी स्थायी होता है। शेष क्षार धातु कार्बोनेटों के लिए M_2O, धातु आयन का आकार अधिक बड़ा होने के कारण MCO_3 से कम स्थायी होता है। क्षारीय मृदा धातु के कार्बोनेट लीथियम कार्बोनेट की तरह ही विघटित होते हैं।

$$MCO_3 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} MO + CO_2 (M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba)$$

M^{2+} आयन का आकार अधिक छोटा होने के कारण MO का जालक MCO_3 के जालक की अपेक्षा अधिक स्थायी होता है। किन्तु धातु कार्बोनेटों का स्थायित्व वर्ग में नीचे की ओर बढ़ता है क्योंकि M^{2+}

के आकार में आंशिक वृद्धि होती है तथा MO का स्थायित्व MCO_3 की अपेक्षा कम होता है।

(ग) **क्षार और क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट**

विलेयता–क्षार धातु सल्फेट और क्षारीय मृदा धातु सल्फेट दोनों की विलेयता में सामान्य प्रवृत्ति नाइट्रेटों और कार्बोनेटों के समान ही होती है।

तापीय स्थायित्व– Li_2SO_4 जो गर्म करने पर विघटित हो जाता है, को छोड़कर अन्य क्षार धातुओं के सल्फेट तापीय रूप से स्थायी होती है अर्थात् ये गर्म करने पर विघटित नहीं होते हैं।

$$Li_2SO_4 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2Li_2O + 2SO_2 + O_2$$

क्षारीय मृदा धातुओं के सल्फेट भी इसी तरह विघटित हो जाता हैं।

$$2MSO_4 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2MO + 2SO_2 + O_2$$

प्र.10. सोडियम क्लोराइड से प्रारम्भ करके निम्नलिखित को आप किस प्रकार बनाएँगे ? (i) सोडियम धातु (ii) सोडियम हाइड्रॉक्साइड (iii) सोडियम परॉक्साइड (iv) सोडियम कार्बोनेट।

उत्तर **(i) सोडियम धातु का निर्माण**–सोडियम धातु को गलित अवस्था में उपस्थित लवण के वैद्युत अपघटनी अपचयन द्वारा बनाया जाता है।

$$NaCl(l) \xrightleftharpoons{\text{वैद्युत अपघटन}} Na^+ + Cl^-$$

कैथोड पर : $Na^+ + e^- \rightarrow Na$

एनोड पर : $Cl^- \rightarrow Cl + e^-$; $Cl + Cl \rightarrow Cl_2$

(ii) **सोडियम हाइड्रॉक्साइड का निर्माण**–सोडियम हाइड्रॉक्साइड का निर्माण या तो नेल्सन सेल या फिर कैस्टर केलनर सेल में सोडियम क्लोराइड के जलीय विलयन के वैद्युत अपघटन द्वारा किया जाता है।

(iii) **सोडियम परॉक्साइड का निर्माण**–सबसे पहले वैद्युत अपघटनी अपचयन द्वारा सोडियम क्लोराइड को सोडियम में रूपान्तरित किया जाता है। तब इस धातु को लगभग 573 K ताप ऑक्सीजन के आधिक्य के साथ गर्म किया जाता है। यह क्रिया नमी और कार्बन डाइऑक्साइड से मुक्त वायुमण्डल में होती है तथा सोडियम परॉक्साइड बनता है।

$$2Na + O_2 \xrightarrow{573K} \underset{\text{सोडियम परॉक्साइड}}{Na_2O_2}$$

(iv) **सोडियम कार्बोनेट का निर्माण**–सोडियम क्लोराइड से सोडियम कार्बोनेट को सॉल्वे अमोनिया प्रक्रम द्वारा बनाया जाता है। अधिक जानकारी के लिए पाठ्य भाग देखें।

प्र.11. क्या होता है, जब–

(i) मैग्नीशियम को हवा में जलाया जाता है।

(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।

उत्तर (i) मैग्नीशियम ऑक्साइड और मैग्नीशियम नाइट्राइड का मिश्रण बनता है

$$Mg + \underbrace{O_2 + N_2}_{\text{(वायु में)}} \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} \underset{\text{मैग्नीशियम ऑक्साइड}}{2MgO} + \underset{\text{मैग्नीशियम नाइट्राइड}}{Mg_3N_2}$$

(ii) कैल्शियम सिलीकेट बनता है

$$CaO + SiO_2 \rightarrow \underset{\text{कैल्शियम सिलीकेट}}{CaSiO_3}$$

(iii) कैल्शियम ऑक्सीक्लोराइड (विरंजक चूर्ण) बनता है

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{विरंजक चूर्ण}}{CaOCl_2} + H_2O$$

(iv) नाइट्रोजन डाइऑक्साइड मुक्त होती है

$$2Ca(NO_3)_2 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} 2CaO + 4NO_2 + O_2$$

प्र.12. सोडियम एवं पोटैशियम के हाइड्रॉक्साइड एवं कार्बोनेट जल में विलेय हैं, जबकि मैग्नीशियम एवं कैल्शियम के संगत लवण जल में अल्प विलेय हैं। समझाइए।

उत्तर ये सभी यौगिक क्रिस्टलीय ठोस होते हैं और जल में इनकी विलेयता, जालक एन्थैल्पी एवं जलयोजन एन्थैल्पी दोनों के द्वारा निर्देशित होती है। सोडियम और पोटैशियम यौगिकों की स्थिति में जालक एन्थैल्पी का परिमाण जलयोजन एन्थैल्पी की तुलना में काफी छोटा होता है क्योंकि इनके धनायनिक आकार विशाल होते हैं। किन्तु संगत मैग्नीशियम और कैल्शियम यौगिकों की स्थिति में धनायनों के आकार अधिक छोटे होते हैं तथा धनावेश का परिमाण अधिक होता है। इसका तात्पर्य है कि इनकी जालक एन्थैल्पी सोडियम और पोटैशियम के यौगिकों की तुलना में अधिक होती है। अतः इन धातुओं के हाइड्रॉक्साइड और कार्बोनेट जल में कम घुलनशील होते हैं। अधिक जानकारी के लिए पाठ्य भाग देखें।

प्र.13. लीथियम के लवण साधारणतया जलयोजित होते हैं, जबकि अन्य क्षार-धातुओं के लवण साधारण निर्जलीय होते हैं। क्यों?

उत्तर लीथियम लवणों में, लीथियम आयन (Li^+) बहुत छोटे आकार के कारण नमी के साथ सम्पर्क में आने पर शीघ्रता से जलयोजित हो जाता है। अतः लीथियम लवण सामान्यतः जलयोजित होते हैं परन्तु अन्य क्षार धातु आयन अपेक्षाकृत बड़े आकार के होते हैं। अतः इनमें जलयोजित होने की प्रवृत्ति बहुत कम होती है। ये लवण प्रमुख रूप से निर्जल होते हैं।

प्र.14. LiF जल में लगभग अविलेय होता है, जबकि LiCl न सिर्फ जल में, बल्कि ऐसीटोन में भी विलेय होता है। कारण बताइए।

उत्तर LiF की जल में अल्प विलेयता का कारण इसकी बहुत उच्च जालक एन्थैल्पी होती है (F^- आयन का आकार बहुत छोटा होता है।) दूसरी ओर लीथियम क्लोराइड (LiCl) में जालक एन्थैल्पी Cl^- के अपेक्षाकृत बड़े आकार के कारण तुलनात्मक रूप से बहुत कम होती है। इसका तात्पर्य है कि जलयोजन एन्थैल्पी का परिमाण काफी अधिक होता है। अतः लीथियम क्लोराइड द्विध्रुवीय आकर्षण के कारण जल एवं ऐसीटोन में घुल जाता है। ऐसीटोन ध्रुवीय प्रकृति का होता है।

प्र.15. क्या 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।

उत्तर (i) सोडियम हाइड्रॉक्साइड बनता है। धातु आग पकड़ लेती है। वास्तव में उत्पन्न हाइड्रोजन अत्यधिक दहनशील होती है और यह आग पकड़ लेती है।

$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$ (आग पकड़ती है)

(ii) सोडियम परॉक्साइड बन जाता है

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$

(iii) ऑक्सीजन गैस मुक्त होती है

$2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + O_2$

प्र.16. निम्नलिखित में से प्रत्येक प्रेक्षण पर टिप्पणी लिखिए–

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

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

(ग) $M^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow M(s)$ हेतु $E^\ominus$ (जहाँ M = Ca, Sr या Ba) लगभग स्थिरांक है।

उत्तर (क) जल में धनायन के जलयोजन के कारण ऐसा होता है। इसके परिणामस्वरूप धनायन का आकार बढ़ जाता है और गतिशीलता घट जाती है। बहुत छोटे आकार के कारण Li^+ आयन अत्यधिक जलयोजित हो जाता है तथा न्यूनतम गतिशील होता है जबकि Cs^+ आयन में न्यूनतम जलयोजन के कारण अधिकतम गमनशीलता होती है।

(ख) लीथियम एक बहुत प्रबल अपचायक है। परिणामस्वरूप यह नाइट्रोजन से सीधे ही सयोग करके अपना नाइट्राइड (Li_3N) बनाता है।

$3Li + N_2 \xrightarrow{\text{ऊष्मा}} Li_3N_2$

(ग) अपचयन विभव (E°) का सम्पूर्ण परिमाण तीन कारकों पर निर्भर करता है। ये हैं : (i) ऊर्ध्वपातन एन्थैल्पी, (ii) आयनन एन्थैल्पी ओर (iii) जलयोजन एन्थैल्पी। उपर्युक्त सूचीबद्ध धातुओं की स्थिति में E° मानों का सम्पूर्ण परिमाण लगभग समान रहता है। अतः ये धातुएँ लगभग समान अपचायक क्षमता रखती हैं।

प्र.17. समझाइए कि क्यों–

(क) Na_2CO_3 का विलयन क्षारीय होता है।

(ख) क्षार धातुएँ उनके संगलित क्लोराइडों के वैद्युत-अपघटन से प्राप्त की जाती है।

(ग) पोटैशियम की तुलना में सोडियम अधिक उपयोगी है।

उत्तर (क) सोडियम कार्बोनेट प्रबल क्षार (NaOH) और दुर्बल अम्ल (H_2CO_3) का लवण होता है। अतः वैद्युत अपघटन कराने पर यह एक क्षारीय विलयन होता है।

$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{(प्रबल क्षार)}}{2NaOH} + \underset{\text{(दुर्बल अम्ल)}}{H_2CO_3}$

(ख) उत्तर हेतु पाठ्य भाग देखे।

(ग) पोटैशियम की अपेक्षा सोडियम अधिक प्रचुरता में उपलब्ध होता है। साथ ही यह कम अभिक्रियाशील होता है तथा अन्य पदार्थों के साथ इसकी अभिक्रिया को बेहतर रूप से नियन्त्रित किया जा सकता है।

प्र.18. निम्नलिखित के मध्य क्रियाओं के सन्तुलित समीकरण लिखिए–

(क) Na_2CO_3 एवं जल

(ख) KO_2 एवं जल

(ग) Na_2O एवं CO_2

उत्तर (क) $2Na_2CO_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + H_2CO_3$

(ख) $2KO_2 + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$

(ग) $Na_2O + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3$

प्र.19. आप निम्नलिखित तथ्यों को कैसे समझाएँगे ?

(क) BeO जल में अविलेय है, जबकि $BeSO_4$ विलेय है।

(ख) BaO जल में विलेय है, जबकि $BaSO_4$ अविलेय है।

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

उत्तर (क) $BeSO_4$ की तुलना में BeO की जालक ऊर्जा अधिक उच्च होती है क्योंकि O^{2-} आयन का आकार बहुत छोटा होता है जबकि SO_4^{2-} आयन का बड़ा आकार होता है। चूँकि उच्च जालक ऊर्जा जल में पदार्थ की विलेयता का विरोध करती है, अतः BeO अधिकतर अघुलनशील होता है जबकि $BeSO_4$ जल में घुलनशील होता है।

(ख) $Ba(OH)_2$ में OH^- आयन की अपेक्षा $BaSO_4$ में SO_4^{2-} आयन का आकार काफी बड़ा होता है। $BaSO_4$ के Ba^{2+} आयन को SO_4^{2-} आयन ढँक देता है जिससे धनायन में जलयोजित होने की प्रवृत्ति बहुत कम हो जाती है। दूसरी ओर OH^- आयन अधिक छोटे आकार के कारण Ba^{2+} आयनों को कम मात्रा में ढकता है तात्पर्य है कि $Ba(OH)_2$ को जल में घोलने पर मुक्त जलयोजन ऊर्जा काफी अधिक होती है। अतः $Ba(OH)_2$ जल में शीघ्रता से घुल जाता है जबकि $BaSO_4$ लगभग अघुलनशील होता है।

(ग) LiI मुख्यतया सहसंयोजी होता है जबकि KI में आयनिक प्रकृति होती है। वास्तव में Li^+ आयन का आकार, K^+ आयन की अपेक्षा अधिक छोटा होता है और यह I^- आयन के इलैक्ट्रॉन अभ्र को काफी सीमा तक ध्रुवित कर देता है। परिणामस्वरूप, LiI एथेनॉल ऐल्कोहॉल (कार्बनिक विलायक) में घुल जाता है जबकि KI लगभग अघुलनशील रहता है।

(iv) जल में $Ca(HCO_3)_2$ की अपेक्षा $NaHCO_3$ कम घुलनशील होता है। अतः यह विलयन से अवक्षेपित हो सकता है जबकि $Ca(HCO_3)_2$ को अवक्षेपित करना कठिन है। वास्तव में, Na^+ आयन की अपेक्षा Ca^{2+} आयन में जलयोजित होने की प्रवृत्ति अधिक होती है।

प्र.20. इनमें से किस क्षार-धातु का गलनांक न्यूनतम है ?

(क) Na (ख) K (ग) Rb (घ) Cs

उत्तर न्यूनतम जालक एन्थैल्पी होने के कारण सीजियम (Cs) का गलनांक न्यूनतम होता है।

प्र.21. निम्नलिखित में से कौन-सी क्षार धातु जलयोजित लवण देती है?

(क) Li (ख) Na (ग) K (घ) Cs

उत्तर लीथियम के लवण प्रायः जलयोजित होते हैं क्योंकि Li^+ आयन का आकार बहुत छोटा होता है। इसमें अधिकतम जलयोजन एन्थैल्पी होती है।

प्र.22. निम्नलिखित में कौन-सी क्षारीय मृदा धातु कार्बोनेट ताप के प्रति सबसे अधिक स्थायी है?

(क) $MgCO_3$ (ख) $CaCO_3$ (ग) $SrCO_3$ (घ) $BaCO_3$

उत्तर बेरियम कार्बोनेट ($BaCO_3$) तापीय रूप से सबसे अधिक स्थायी होता है। अधिक जानकारी के लिए पाठ्य भाग देखें।

प्र.23. सोडियम, परॉक्साइड बनाता है जबकि लीथियम, मोनॉक्साइड बनाता है। व्याख्या कीजिए।

उत्तर सोडियम आयन (Na^+) का आकार, लीथियम आयन (Li^+) के आकार की अपेक्षा अधिक होने से Na^+ के चारों ओर उपस्थित धनावेश का मान कम होता है। यह उच्च इलैक्ट्रॉन घनत्व वाले ऑक्साइड आयन (O^{2-}) को स्थायित्व प्रदान करने में सक्षम नहीं होता है। जबकि यह बड़े परॉक्साइड आयन $(O—O)^{2-}$ को आसानी से धारण कर सकता है क्योंकि इसका इलैक्ट्रॉन घनत्व फैला हुआ होता है दूसरी ओर Li^+ अपने छोटे आकार के कारण अधिक इलैक्ट्रॉन घनत्व वाले ऑक्साइड आयन को अपने साथ धारण कर सकता है।

प्र.24. सोडियम धातु का उपयोग डाइ-एथिल ईथर को तो सुखाने में होता है, परन्तु एथिल एल्कोहॉल को नहीं। क्यों ?

उत्तर सोडियम एक अपचायक धातु है। यह एथिल ऐल्कोहॉल से जो कि थोड़ा–सा अम्लीय होता है, अभिक्रिया करके हाइड्रोजन निकालती है।

$$\underset{\text{एथिल ऐल्कोहॉल}}{2C_2H_5OH} + 2Na \rightarrow \underset{\text{सोडियम एथॉक्साइड}}{2C_2H_5ONa} + H_2$$

परन्तु डाइएथिल ईथर ($C_2H_5—O—C_2H_5$) के पास ऐसा कोई अम्लीय हाइड्रोजन परमाणु नहीं होता है। इसलिए यह सोडियम के साथ अभिक्रिया नहीं करता है। परिणामस्वरूप सोडियम, ईथर से नमी हटाने में सक्षम होता है क्योंकि इसमें नमी के प्रति प्रबल बन्धुता होती है। परन्तु यह किसी भी परिस्थिति में एल्कोहॉल को सुखाने में सक्षम नहीं होता है।

प्र.25. दूसरे क्षार धातु आयनों की अपेक्षा लीथियम आयन Li^+ का आकार बहुत छोटा होता है परन्तु फिर भी वैद्युत धारा के प्रवाह पर इसका विलयन में गमन अपेक्षाकृत बहुत मंद होता है। क्यों?

उत्तर लीथियम के छोटे आकार के कारण इस पर धन आवेश का घनत्व बहुत अधिक होता है। यह जल के अनेक अणुओं को अपनी ओर आकर्षित कर जलयोजित (Hydrated) हो जाता है। अतः अन्य सभी जलयोजित क्षार धातु आयनों की अपेक्षा $Li^+(aq)$ आयन का आकार बड़ा होता है। परिणामतः वैद्युत धारा को प्रवाहित करने पर दूसरे क्षार धातुओं की अपेक्षा यह विलयन में धीरे–धीरे गति करता है।

प्र.26. लीथियम के बड़े ऋणायन वाले लवणों की तुलना में छोटे ऋणायन वाले लवण अधिक स्थायी होते हैं। क्यों ?

उत्तर छोटे आकार के ऋणायन वाले लीथियम लवणों में आयनिक गुण अधिक होता है। अतः उनकी जालक ऊर्जा भी अधिक होती है। वास्तव में एक बड़े आकार के ऋणायन का ध्रुवण होने के कारण वह लवण को सहसंयोजी गुण प्रदान करता है। अतः छोटे आकार के ऋणायन से बने लवण अधिक तापीय स्थायी होते हैं। अतः LiCl की अपेक्षा LiF अधिक स्थायी है।

प्र.27. जब आयोडीन के जलीय विलयन में सोडियम हाइड्रॉक्साइड आधिक्य में मिलाया जाता है, तो वह रंगहीन हो जाता है। क्यों?

उत्तर आयोडिन का जलीय विलयन सामान्यतः बैंगनी रंग का होता है, परन्तु इसमें जब सोडियम हाइड्रॉक्साइड का आधिक्य में मिलाया जाता है तो यह रंगहीन हो जाता है, क्यों कि इन दोनों के मध्य होने वाली अभिक्रिया के उत्पाद रंगहीन होते हैं।

$$2NaOH + I_2 \rightarrow \underbrace{NaI + NaIO}_{\text{(रंगहीन)}} + H_2O$$

प्र.28. लीथियम फ्लुओराइड की तुलना में लीथियम आयोराइड अधिक सहसंयोजी होता है। व्याख्या कीजिए।

उत्तर फजान के नियम के अनुसार Li^+ आयन, F^- आयन की तुलना में I^- का ध्रुवण अधिक करेगा, क्योंकि I^- आयन का आकार अपेक्षाकृत बड़ा होता है। इसलिए LiI अधिक सहसंयोजी होता है।

प्र.29. सोडियम हाइड्रॉक्साइड का मानक विलयन तोलकर (Weighing)* नहीं बना सकते। क्यों ?

उत्तर सोडियम हाइड्रॉक्साइड प्रस्वेद्य प्रकृति का होता है तथा वायु से नमी एवं CO_2 दोनों को सोख लेता है। अतः मानक विलयन बनाने के लिए सोडियम हाइड्रॉक्साइड को निश्चित मात्रा में तोल पाना सम्भव नहीं होता है।

प्र.30. सोडियम लवणों के जलीय विलयन उदासीन या क्षारीय प्रकृति के होते हैं। क्यों ?

उत्तर सोडियम, प्रबल अम्लों (HCl, HNO_3, H_2SO_4 आदि) एवं दुर्बल अम्लों (H_2CO_3, CH_3COOH, H_3PO_4 आदि) दोनों के साथ लवण बनाता है। प्रबल अम्लों के साथ बने लवणों (जैसे NaCl) का जल अपघटन नहीं होता है। अतः ऐसे लवणों के जल विलयन उदासीन होत हैं। परन्तु दुर्बल अम्लों के साथ बने लवण (जैसे CH_3COONa तथा Na_2CO_3) आसानी से जल अपघटित होकर एक प्रबल क्षार एवं दुर्बल अम्ल बनाते हैं।

$$CH_3COONa + H_2O \rightarrow \underset{\text{(दुर्बल)}}{CH_3COOH} + \underset{\text{(प्रबल)}}{NaOH}$$

$$Na_2CO_3 + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{(दुर्बल)}}{H_2CO_3} + \underset{\text{(प्रबल)}}{2NaOH}$$

अतः ऐसे लवणों के जलीय विलयन क्षारीय प्रकृति के होते हैं।

प्र.31. क्षार धातु हैलाइडों में LiF की जालक एन्थैल्पी अधिकतम तथा CsI की जालक एन्थैल्पी न्यूनतम होती है। क्यों ?

उत्तर जालक एन्थैल्पी का मान अन्तः नाभिकीय दूरी पर निर्भर करता है। अन्तः नाभिकीय दूरी जितनी कम होगी, जालक एन्थैल्पी का मान उतना ही अधिक होगा। यह दूरी LiF में सबसे कम तथा CsI में अधिकतम होती है, इसलिए LiF की जालक एन्थैल्पी अधिकतम तथा CsI की न्यूनतम होती है।

प्र.32. प्रयोगशाला में सोडियम की आग को बुझाने के लिए जल का प्रयोग नहीं करना चाहिए। क्यों ?

उत्तर जल के प्रति अत्यधिक बंधुता होती है तथा जल से अभिक्रिया करके यह तुरन्त H_2 गैस बनाता है। चूँकि हाइड्रोजन अत्यधिक ज्वलनशील है, अतः यह तुरन्त आग पकड़ लेता है। अतः जल का प्रयोग करने से आग बुझने की बजाय और बढ़ जाती है।

प्र.33. बरसात के दिनों में नमक गीला क्यों हो जाता है ?

उत्तर नमक में उपस्थित NaCl आर्द्रताग्राही (नमी ग्रहण करने वाला)

लवण नहीं होता है। परन्तु नमक में उपस्थित दूसरी अशुद्धियाँ जैसे Na_2SO_4, $MgCl_2$, $CaCl_2$ आर्द्रताग्राही होती है। ये अशुद्धियाँ बरसात के दिनों में वायु से जल की वाष्प को ग्रहण कर नमक को गीला बना देती है।

प्र.34. Na^+ आयनों की तुलना में Mg^{2+} आयन अधिक जलयोजित होते हैं। क्यों ?

उत्तर Na^+ की तुलना में Mg^{2+} के चारों ओर धन आवेश घनत्व ज्यादा होता है क्योंकि इसका आकार तुलनात्मक रूप से कम एवं आवेश अधिक होता है। अतः Mg^{2+} आयनों में जल से H_2O अणुओं को आकर्षित करने की प्रवृत्ति अधिक होती है व Na^+ में यह प्रवृत्ति कम होती है। दूसरे शब्दों में Na^+ आयन की अपेक्षा Mg^{2+} आयन अधिक जलयोजित होते हैं।

प्र.35. Mg, वायु में जलकर एक सफेद राख (White ash) बनाता है जो जल से अभिक्रिया करके NH_3 की गंध देती है। व्याख्या कीजिए।

उत्तर जब Mg वायु में जलता है तो बनने वाली सफेद राख में मैग्नीशियम ऑक्साइड (MgO) के साथ कुछ मात्रा में मैग्नीशियम नाइट्राइड (Mg_3N_2) भी बनता है। Mg_3N_2 जल से अभिक्रिया करके अमोनिया की अभिलाक्षणिक गंध देता है।

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

प्र.36. क्षार धातुओं की अपेक्षा क्षारीय मृदा धातुओं के क्रिस्टलीय लवण में क्रिस्टलन जल के अधिक अणु होते हैं। क्यों ?

उत्तर इसका मुख्य कारण क्षार धातुओं (उदाहरण Na^+) की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं (उदाहरण Mg^{2+}) का छोटा धनायनिक आकार है। परिणामस्वरूप क्षारीय मृदा धातुओं पर धन आवेश घनत्व अधिक होते हैं, जिससे ये अधिक H_2O अणुओं को आकर्षित कर सकते हैं अतः क्षार धातुओं के क्रिस्टलीय लवण की तुलना में क्षारीय मृदा धातुओं के क्रिस्टलीय लवण में क्रिस्टलन जल के अणु अधिक होते हैं।

प्र.37. NaOH की तुलना में $Mg(OH)_2$ दुर्बल क्षार होता है। क्यों ?

उत्तर Mg की तुलना में Na की आयनन एन्थैल्पी कम होती है। अतः $Mg(OH)_2$ की तुलना में NaOH का M—O आबंध आसानी से टूट जाता है। दूसरे शब्दों में विलयन में $Mg(OH)_2$ की अपेक्षा NaOH आसानी से OH^- आयन देता है। अतः NaOH प्रबल क्षार होता है।