10. s –ब्लॉक तत्व [s – BLOCK ELEMENTS]

❖ सामान्य परिचय –

s - ब्लॉक तत्व	आवर्त सारणी

- ➢ आवर्त सारणी में स्थान : बांयी ओर स्थित
- ➢ वर्ग या समुह में स्थिति : वर्ग 1 तथा वर्ग 2
- ➢ अंतिम इलेक्ट्रॉन की स्थिति : ns उपकोश में प्रवेश करता है।
- ➢ सामान्य या बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : ns^1 ns^2

वर्ग 1 के तत्व(क्षार धातुएं) : ns^1

वर्ग 2 के तत्व(मृदा क्षार धातुएं) : ns^2

			वर्ग 1 (ns^1) क्षार धातुएं					वर्ग 2 (ns^2) मृदा क्षार धातुएं				
आवर्त			संकेत	नाम	विन्यास	कोड		संकेत	नाम	विन्यास	कोड	
II			$_3Li$	लिथियम	$[He]2s^1$	ली		$_4Be$	बेरिलियम	$[He]2s^2$	बेटा	
III	**8**		$_{11}Na$	सोडियम	$[Ne]3s^1$	ना		$_{12}Mg$	मैग्निशियम	$[Ne]3s^2$	मांगे	
IV	**8**		$_{19}K$	पौटेशियम	$[Ar]4s^1$	के		$_{20}Ca$	कैल्शियम	$[Ar]4s^2$	कार	
V	**18**		$_{37}Rb$	रूबेडियम	$[Kr]5s^1$	रब		$_{38}Sr$	स्ट्रॉशियम	$[Kr]5s^2$	स्कूटर	
VI	**18**		$_{55}Cs$	सिजियम	$[Xe]6s^1$	सजे		$_{56}Ba$	बेरियम	$[Xe]6s^2$	बाप	
VII	**32**		$_{86}Fr$	फ्रेंसियम	$[Rn]7s^1$	फ्रांस में		$_{87}Ra$	रेडियम	$[Rn]7s^2$	राजी	
			संयोजी इले0 1		**सामान्य ऑ0 अंक +1**			**संयोजी इले0 2**		**सामान्य ऑ0 अंक +2**		

❖ वर्ग 1

\# सामान्य नाम : क्षार धातुएं (कारण : जल के साथ किया कर क्षारीय प्रकृति के हाइड्रॉक्साइड बनाते है)

\# प्रकृति : धात्विक , विद्युत सुचालक एवं मुलायम तत्व होते है।

\# उपलब्धता : क्षार धातुएं अतिसकिय होती है जो एकसंयोजी धनायन बनाती है अतः स्वतंत्र अवस्था में नहीं पायी जाती है।

\# क्षार धातुओं को केरोसीन में संग्रहित करते है कारण : वायु व जल के प्रति अतिक्रियाशील उच्च दहन क्षमता

Na, K = सर्वाधिक उपलब्ध तत्व , Li, Rb, Cs = अल्प मात्रा , Fr-223 = रेडियोधर्मी तत्व (अर्धायु 21 मिनिट)

$NaNO_3$ [चीली साल्टपीटर],K = KCl , $KCl.MgCl_2.6H_2O$ [कार्नेलाइट]

1. **परमाण्वीय गुण** :

- **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास** : उपरोक्त सारणी अनुसार
- **परमाणु तथा आयनी त्रिज्या** : आवर्त में सर्वाधिक, Li से Cs तक : कोश↑ त्रिज्या↑ आकार↑ द्रव्यमान↑ घनत्व↓
  परमाणु कमांक में वृद्धि के साथ आकार भी बढता है, एकसंयोजी धनायन का आकार संगत उदासीन परमाणु से छोटा होता है
- **आयनन एन्थैल्पी** : क्षार धातुओं की आयनन उर्जा निम्न होती है
  लीथियम से सीजीयम तक : कोश↑ त्रिज्या↑ आकार↑ आयनन उर्जा↓ कियाशीलता↑ प्रबल विद्युत धनी प्रवृति↑
  कारण : बढते हुए नाभिकीय आवेश की तुलना में परमाणु आकार में वृद्धि अधिक प्रभावी होती है।
- **जलयोजन एन्थैल्पी** : क्षार धातुओं की जलयोजन एंथैल्पी, धनायन के आकार के व्यूत्क्रमानुपाती है। इस प्रकार लीथियम की जलयोजन उर्जा उच्च होने से इसके लवण जलयोजित होते है। जैसे : $LiCl.2H_2O$

2. **भौतिक गुण** :

- ➢ क्षार धातुएं नरम, मुलायम, चांदी के समान श्वेत तथा बडे आकार व निम्न घनत्व के कारण हल्की होती है।
- ➢ गलनांक व क्वथनांक निम्न, एकसंयोजी इले0 के कारण दुर्बल धात्विक बंधन, अतः नरम व मुलायम होती है
- ➢ क्षार धातुएं के लवण ऑक्सीकारक ज्वाला को विशिष्ट रंग प्रदान करते है अतः ज्वाला परीक्षण द्वारा इनकी पहचान संभव है।
- ➢ **ज्वाला परीक्षण** : Li (किरमिज लाल), Na (पीला), K (बैंगनी), Rb (लाल बैंगनी), Cs (नीला)

नोट : निम्न आयनन उर्जा के कारण, ज्वाला की उष्मा क्षार धातुएं के संयोजी इलेक्ट्रॉन को उच्च उर्जा स्तर में उतेजित कर देती है जब वह इलेक्ट्रॉन पुनः अपनी तलस्थ अवस्था में आता है तो दृश्य क्षेत्र में विकिरण उत्सर्जन कर ज्वाला को रंग प्रदान करता है

- ▪ ज्वाला के रंग की त्रीवता का मापन : ज्वाला प्रकाशमापी द्वारा किया जाता है।
- ▪ **प्रकाश विद्युत सेल में इलेक्ट्रॉड : पौटेशियम एवं सीजियम (प्रकाश अवशोषण द्वारा इले0 का परित्याग) ,**

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

3. **रासायनिक गुणधर्म : (क्षार धातुओं की रासायनिक अभिक्रियाशीलता)**

❖ **वायु के साथ** : क्षार धातु + वायु → सतह पर ऑक्साइड व हाइड्रॉक्साइड की मलिन परत
लीथियम व सोडियम क्रमशः मोनोऑक्साइड व परॉक्साइड, जबकि K/Rb/Cs + O_2 → KO_2 / RbO_2 [SUPER OXIDE]

- परॉक्साइडों तथा सूपर ऑक्साइडों का स्थायीत्व धातु आयनों के आकार के साथ बढता है।
- ऑक्साइड व परॉक्साइड रंगहीन जबकि सूपर ऑक्साइड पीले नारंगी रंग के होते है।

❖ **जल के साथ** : क्षार धातु + जल → हाइड्रॉक्साइड तथा डाईहाइड्रोजन , $2M + 2H_2O \rightarrow MOH + H_2$ [M = क्षार धातु]
क्षार धातुओं के हाइड्रॉक्साइड प्रबल क्षारक होते है जो जल में अत्यधिक उष्मा उत्सर्जन के साथ आसानी से घुल जाते है।
नोट : लीथियम के मानक अपचयन विभव का मान उच्च ऋणात्मक होते हुए भी जल के साथ इसकी क्रियाशीलता सोडियम की अपेक्षा कम होती है क्योंकि लीथियम का आकार अत्यंत छोटा व जलयोजन उर्जा उच्च होती है

❖ **डाई हाइड्रोजन के साथ** :
क्षार धातु + डाईहाइड्रोजन → हाइड्राइड्स बनाती है जो ठोस व आयनिक होते है। $2M + H_2 \rightarrow 2MH$ [M = क्षार धातु]
Li से Cs तक : हाइड्राइडों अपचायकता बढती है परंतु बंध लंबाई बढने से इनका तापीय स्थायीत्व घटता है LiH > NaH > KH > RbH > CsH

❖ **हैलोजन से क्रिया** : क्षार धातु + हैलोजन → आयनिक प्रकृति हैलाइड्स बनाती है $2M + X_2 \rightarrow 2MX$ [M = क्षार धातु]
अपवाद : Li अपने छोटे आकार व उच्च घ्रुवणता (धनायन का छोटा आकार, ऋणायन के इले0 अभ्र को विकृत कर देता है) के कारण सर्वाधिक सहसंयोजी हैलाइड बनाता है। हैलाइडो की सहसंयोजी प्रवृति : LiCl > NaCl > KCL > RbCl > CsCl ; [LiI > LiBr > LiCl > LiF]
जल में विलेयता : लीथियम का प्लुऑराइड उच्च जालक उर्जा जबकि सीजियम आयोडाइड निम्न जलयोजन उर्जा के कारण जल में कम घुलनशील होता है।

❖ **अपचायक प्रकृति** : क्षार धातुएं प्रबल अपचायक(इले0 त्यागने की प्रवृति) होती है, मानक इले0 विभव के आधार पर लीथियम प्रबलतम अपचायक जबकि दुर्बलतम अपचायक होता है। क्योंकि लीथियम के छोटे आकार के कारण इसकी जलयोजन उर्जा उच्च होती है जिससे मानक अपचयन विभव भी उच्च ऋणात्मक होता है।

❖ **द्रव अमोनिया के साथ** :

धातु + द्रव अमोनिया → गहरा नीला विलयन (यह विलयन विद्युत सुचालक तथा अनुचुंबकीय होता है।)
$M + (x+y)NH_3 \rightarrow [M(NH_3)_x]^+ + [e(NH_3)_y]^-$ नोट : विलयन का नीला रंग अमोनिकृत इलेक्ट्रॉन के कारण
नोट : अमोनिकृत विलयन कुछ समय बाद H_2 मुक्त कर ब्रांज रंग का प्रतिचुंबकीय ऐमाइड विलयन बनाता है ।

❖ **ऑक्सी अम्लों के लवण** :

➢ अम्लीय प्रोटॉन युक्त हाइड्रॉक्सिल समूह से जुडे अधातु परमाणु जिस पर द्विबंध के साथ ऑक्सीजन(ऑक्सो समूह) उपस्थित हो तो इसे ऑक्सी अम्ल कहा जाता है जैसे : **[HO — M = O]**
Ex: Carbonic acid [H_2CO_3] Sulphuric acid [H_2SO_4] Nitric Acid [HNO_3]
➢ क्षार धातुएं ऑक्सी अम्लों से क्रिया कर लवण देती है जो तापस्थायी व जल में विलेय होते है।

❖ **क्षार धातुओं के उपयोग** :

1. मिश्र धातुएं जैसे : Li-Pb(श्वेत धातु), कठोर बियरिंग निर्माण, Li-Al वायुयान, Li-Mg कठोर एवं जंगरोधी वस्तुएं बनाने में
2. विद्युत रासायनिक सेल एवं ताप नाभिकीय अभि0 में लिथियम जबकि प्रकाश विद्युत सेल हेतु सीजियम धातु उपयोगी है।
3. Na-Pb मिश्रधातु का उपयोग : टेट्रा ऐथिल लेड $(CH_3)_4Pb$ (अपस्फोटकरोधी के निर्माण में)

❖ **लिथियम का असंगत या असामान्य व्यवहार : –**

✓ लीथियम के परमाणु तथा आयन दोनो का आकार अत्यंत छोटा होता है।
✓ उच्च ध्रुवणता के कारण इसके यौगिकों की प्रकृति उच्च सहसंयोजी तथा उच्च आयनन उर्जा के कारण न्यून विद्युत धनी
✓ संयोजी कोश में d- कक्षकों की अनुपस्थिति के कारण अधिकतम सहसंयोजकता 4 अतः अष्टक प्रसार संभव नहीं ।

❖ **लीथियम व अन्य क्षार धातुओं के गुणों में असमानता** :

- लीथियम अत्यधिक कठोर एवं इसका गलनांक व क्वथनांक अन्य क्षार धातुओं से उच्च होता है।
- निम्न अभिक्रियाशीलता परंतु प्रबलतम अपचायक होता है।
- लीथियम क्लोराइड प्रस्वैद्य है एवं हाइड्रेट बनाता है जबकि अन्य तत्व यह गुण नही रखते है।
- लीथियम एथाइन के साथ ऐथिनॉइड बनाता है जबकि अन्य क्षार धातुएं यह यौगिक नहीं बनाते

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

❖ **लिथियम व मैग्निशियम का विकर्णी संबन्ध :** **Li** तथा **Mg** आवर्त सारणी में भिन्न आवर्त व वर्ग में परस्पर विकर्ण स्थिति पर स्थित होते हुए भी गुणों में समानता दर्शाते है इसे विकर्णी संबन्ध कहा जाता है। जैसे :

Li Be B
Na → **Mg** → Al

\# **लिथियम व मैग्निशियम के गुणों में समानताएं :**

1. परमाणु व आयनो का आकार, उनकी कठोरता तथा गलनांक, क्वथनांक भी लगभग समान होते है
2. दानो ही धातुएं हल्की तथा इनके हाइड्रॉक्साइड दुर्बल क्षार होते है एवं दोनो तत्व संकुल यौगिक भी बनाते है।
3. दोनो के कार्बोनेट्स, नाइट्रेट्स अस्थायी व ताप अपघटित होते है एवं इनके क्लोराइड प्रस्वैद्य प्रवृति के होते है।

❖ **सोडियम के यौगिक :**

1. सोडियम कार्बोनेट($Na_2CO_3.10H_2O$) क्रिस्टलीय सोडियम कार्बोनेट डेका हाइड्रेट

- सामान्य नाम : धावन सोडा
- विरचन या निर्माण : साल्वे विधि से : ब्राइन(30% NaCl का सांद्र विलयन) ⟶ सोडियम कार्बोनेट

$2NH_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow (NH_4)_2CO_3$; $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$

$(NH_4)_2CO_3 + H_2O + CO_2 \rightarrow 2NH_4HCO_3$

$NH_4HCO_3 + NaCl \rightarrow NH_4Cl + NaHCO_3$; $2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

[नोट : **इस विधि द्वारा KCO_3 नहीं बनता, क्योंकि $KHCO_3$ की KCl में विलेयता उच्च होने के कारण अवक्षेपण संभव नही है।**]

- गुण :
  1. श्वेत क्रिस्टलीय ठोस, जल में अतिविलेय, धावन सोडा डेका हाइड्रेट होता है।
  2. **तापीय अपघटन या ताप का प्रभाव** : $Na_2CO_3.10H_2O \xrightarrow{373K} Na_2CO_3.H_2O + 9H_2O$

     $Na_2CO_3.H_2O \xrightarrow{>373K} Na_2CO_3$ [soda ash] + H_2O
  3. जल के साथ : $Na_2CO_3 + 2H_2O \rightarrow H_2CO_3 + 2NaOH$ [basic solution]
  4. अम्लों के साथ : $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$
- **उपयोग** : कॉस्टिक सोडा, साबुन, ग्लास, बोरेक्स का निर्माण, जल मृदुकरण, निर्मलन, गलन मिश्रण [$Na_2CO_3 + K_2CO_3$]

2. सोडियम क्लोराइड (NaCl)

- सामान्य नाम : साधारण नमक या खाद्य नमक
- विरचन या निर्माण : समुन्द्री जल या झीलो के खारे पानी से वाष्पन विधि द्वारा सोडियम क्लाइड का निर्माण

समुन्द्री जल/अलवणीय जल ⟶ अपरिष्कृत नमक $\xrightarrow{water}$ अविलेय अशुद्धियां↓

अशुद्ध नमक का परिशोधन : समआयन प्रभाव द्वारा शुद्ध नमक का क्रिस्टलीकरण

अशुद्ध नमक विलयन+ HCl ⟶ संतृप्त⟶सोडियम क्लोराइड का अवक्षेपण↓

($CaCl_2$,$MgCl_2$ की अशुद्धियां उच्च विलेय होने के कारण यह विलयन में ही रह जाते है।)

- गुण : श्वेत क्रिस्टलीय ठोस, जल में अतिविलेय, प्रस्वैद्य (कारण : $CaCl_2$,$MgCl_2$ की उपस्थिति)
- **उपयोग** : खाद्य के रूप में, भोजन परिरक्षण, साबुन व सोडियम के यौगिकों के निर्माण में उपयोगी।

3. सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH)

- सामान्य नाम : कॉस्टिक सोडा या दाहक सोडा
- विरचन या निर्माण : औद्योगिक विधि – **कास्टनर कैलनर सैल द्वारा** NaCl **का विद्युत अपघटन**
- कैथोड : पारा/मर्करी (कैथोड पर सोडियम धातु विसर्जित होकर मर्करी के साथ सोडियम अमलगम बनाती है)
- ऐनोड : ग्रेफाइट की छडें (एनोड पर क्लोरिन गैस मुक्त होती है।)
- वैद्युत अपघट्य विलयन : ब्राइन(NaCl का सान्द्र संतृप्त विलयन)
- सोडियम अमलगम, जल से अभिक्रिया कर सोडियम हाइड्रॉक्साइड व हाइड्रोजन गैस देता है।
- **क्रियाविधि** : $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$; $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$; (Cl^- & OH^- एनोड की तरफ, जबकि H^+ & Na^+ एनोड की तरफ गति करते है)

At anode : $Cl^- \rightarrow ½Cl_2 + e^-$ [discharge potential of $Cl^- < OH^-$]

At cathode : $Na^+ + e^- \xrightarrow{Hg}$ Na-Hg [Sod amalgum] + e^- [discharge potential of $Na^+ < H^+$]

$2H_2O + 2Na\text{-}Hg \rightarrow 2NaOH + 2Hg + H_2\uparrow$

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

- गुण : श्वेत , पारभासी ठोस, ठण्डे जल में अतिविलेय, जलीय विलयन क्षारीय, उच्च ताप पर अपघटित हो जाता है। सो0 हाइड्रॉक्साइड के क्रिस्टल प्रस्वैद्य होते है अतः सतह पर सो0 हाइड्रॉक्साइड विलयन कार्बन डाई ऑक्साइड की क्रिया से श्वेत जलीय ठोस सोडियम कार्बोनेट बनाते है।
- उपयोग : साबुन, कागज, कृत्रिम रेशम, प्रयोगशाला अभिकर्मक, पेट्रोलियम परिष्करण इत्यादि में उपयोगी।

4. सोडियम बाई कार्बोनेट ($NaHCO_3$)

- सामान्य नाम : बेकिंग सोडा या खाने का सोडा
- विरचन या निर्माण : $Na_2CO_3 + 2H_2O + CO_2 \rightarrow 2NaHCO_3$
- गुण : बेकिंग सोडा से निर्मित पेस्टी एवं केक परिफुल्लित होते है क्योंकि सो0 बाईकार्बोनेट युक्त खाद्य को गर्म करने पर यह ताप अपघटित होकर CO_2 गैस मुक्त करता है जो बाहर निकलते समय खाद्य को छिद्रित बनाती है।
- उपयोग : अग्निशमन यंत्र में, बेकिंग पाउडर ($NaHCO_3$ + STARCH + $Ca(H_2PO_4)_2$ +$NaAl(SO_4)_2$), चर्म रोगों हेतू मंद पूतिरोधी

❖ **सोडियम व पौटेशियम के जैविक महत्व** :

1. एक सामान्य व्यक्ति में 90 ग्राम सोडियम जबकि 170 ग्राम पौटेशियम पाया जाता है।
2. ऋणावेशित वृह्दाणुओं के ऋणावेश को प्रतिसंतुलित करने में उपयोगी
3. कोशिका की स्फिति व परासरण दाब के संतुलन हेतू तथा आयन–शिरा संकेतों के संचरण में सहायक।
4. कोशिका झिल्ली द्वारा होने वाले जल प्रवाह एवं शर्करा व एमीनों अम्लों के परिवहन का नियंत्रण करना।
5. एंजाइम सक्रियण ,प्रोटिन निर्माण में सहयोग, संवेदना संचरण के समय सोडियम–पौटेशियम आयन का परिवहन नियत्रण

❖ **वर्ग – 2**

✓ सामान्य नाम : **मृदा क्षार धातु**(कारण : भूपर्पटी मे उपस्थित इन तत्वों के ऑक्साइड व हाइड्रॉक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते है)
✓ उपलब्धता : बेरिलियम एक दुर्लभ धातु है जबकि रेडियम, रेडियोधर्मी तत्व है जो आग्नेय चट्टानों में पाया जाता है।
✓ मृदा क्षार धातुओं की प्रथम आयनन उर्जा एवं प्रभावी नाभिकीय आवेश, संगत क्षार धातुओं की तुलना में उच्च होता है क्योंकि इनका आकार छोटा एवं पूर्ण पूरित विन्यास होता ळें

1. परमाण्वीय गुण :

- **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास** : उपरोक्त सारणी अनुसार
- **परमाणु तथा आयनी त्रिज्या** : नाभिकीय आवेश बढने से क्षार धातुओं की तुलना में इनका आकार छोटा होता है।
- **आयनन एन्थैल्पी** : मृदा क्षार धातुओं की प्रथम आयनन उर्जा का मान, क्षार धातुओं से उच्च परन्तु द्वितीय आयनन उर्जा का मान निम्न होता है। अतः यह द्विसंयोजी धनायन बनाती है।
- **जलयोजन एन्थैल्पी** : जलयोजन एंथैल्पी, धनायन के आकार के व्यूत्क्रमानुपाती है। इस प्रकार बेरिलियम की जलयोजन उर्जा उच्च होने से इसके लवण जलयोजित होते है। जैसे : कैल्शियम व मैग्निशियम के क्लोराइड हेक्सा हाइड्रेट जबकि सोडियम व पौटेशियम के क्लोराइड हाइड्रेट नही बनाते है।

4. **भौतिक गुण** :

➢ क्षार धातुएं नरम, मुलायम, चांदी के समान श्वेत तथा बडे आकार व निम्न घनत्व के कारण हल्की होती है।
➢ गलनांक व क्वथनांक निम्न, एकसंयोजी इले0 के कारण दुर्बल धात्विक बंधन, अतः नरम व मुलायम होती है
➢ क्षार धातुएं के लवण ऑक्सीकारक ज्वाला को विशिष्ट रंग प्रदान करते है अतः ज्वाला परीक्षण द्वारा इनकी पहचान संभव है।
➢ **ज्वाला परीक्षण** : Li (किरमिज लाल), Na (पीला), K (बैंगनी), Rb (लाल बैंगनी), Cs (नीला)
नोट : बेरिलियम तथा मैग्निशियम ज्वाला परिक्षण नहीं देते है , क्योंकि इनका आकार छोटा व आयनन उर्जा उच्च

❖ **मृदा क्षार धातुओं के रासायनिक गुणधर्म** :

1. **वायु या ऑक्सीजन के साथ** :

- मृदा क्षार धातुएं ऑक्सीजन से क्रिया कर क्षारीय प्रवृति के धात्विक ऑक्साइड व परॉक्साइड बनाती है।
- बेरिलियम : वायु के साथ क्रिया कर ऑक्साइड व नाइट्राइड का मिश्रण बनाती है।
- बेरिलियम, मैग्निशियम तथा कैल्शियम : मोनो ऑक्साइड जबकि बेरियम व स्ट्रॉशियम परॉक्साइड बनाती है।
- बेरिलियम ऑक्साइड उभयधर्मी, सहसंयोजी प्रवृति एवं जल में अविलेय होता है। (कारण : छोटा आकार व उच्च जालक उर्जा)

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

2. **जल के साथ क्रिया** :

- बेरिलियम : जल के प्रति निष्क्रिय होता है परंतु मैग्निशियम : उबलते जल या भाप से क्रिया करता है।
- कैल्शियम, स्ट्रांशियम, बेरियम – सामान्य व ठण्डे जल के साथ भी क्रिया कर लेते है।
- धातु व धातु ऑक्साइड जल के साथ क्रिया कर हाइड्रॉक्साइड्स बनाते है। इनकी क्षारीयता का क्रम निम्नानुसार है।

  $Ba(OH)_2 > Sr(OH)_2 > Ca(OH)_2 > Mg(OH)_2$; वर्ग में उपर से निचे जाने पर क्षारीयता↑ (कारण : त्रिज्या↑ IE↓ M-O बंध सामर्थ्य↓)

नोट : Be व Mg ऑक्सीजन व जल के प्रति निष्क्रिय होते है क्योंकि इन धातुओं की सतह पर ऑक्साइड की परत जम जाती है।

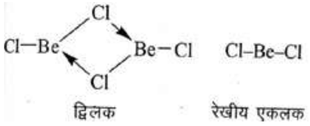
$Be(OH)_2$ की उभयधर्मी प्रकृति होती है क्योंकि अम्ल व क्षार दोनो से क्रिया करता है जैसे : $Be(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Be(OH)_4]^{2-}$ Berilate Ion

3. **डाई हाइड्रोजन के साथ क्रिया** :

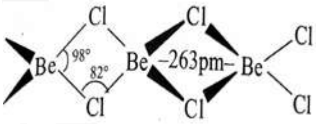
- मृदा क्षार धातु तत्व हाइड्रोजन से क्रियाकर हाइड्राइड्स बनाती है।
- बेरिलियम व मैग्निशियम के हाइड्राइड्स इलेक्ट्रॉन न्यून, सहसंयोजी प्रकृति एवं बहुलकी संरचना वाले होते है।
- कैल्शियम व स्ट्रांशियम के हाइड्राइड आयनिक प्रकृति के होते है $Ca(OH)_2$ को हाइड्रोलिथ भी कहते है।

4. **हैलोजन के साथ क्रिया** :

- मृदा क्षार धातुएं हैलोजन से क्रिया कर आयनिक प्रकृति के हैलाइड्स बनाती है।
- बेरिलियम का प्लोराइड तथा क्लोराइड, बेरिलियम ऑक्साइड से प्राप्त किया जाता है।
- बेरिलियम के हैलाइड्स सहसंयोजी प्रकृति के होते है जो कार्बनिक विलायकों में विलेय है।
- निर्जल हैलाइड्स प्रस्वैद्य होते है क्योंकि वे जलयोजित होकर हाइड्रॉक्साइड बना लेते है।
- उच्च जलयोजन उर्जा के कारण बेरिलियम में हाइड्रेट बनाने की प्रबल क्षमता होती है
- वर्ग में उपर से नीचे जाने पर हाइड्रेट बनाने की प्रवृति कम होती है। अतः $MgCl_2.8H_2O$, $CaCl_2.6H_2O$, $BaCl_2.2H_2O$



वाष्प अवस्था में क्लोर सेतू द्विलक



ठोस अवस्था में श्रृंखलानुमा बहुलक(क्लोर सेतू बहुलक)

5. **द्रव अमोनिया के साथ क्रिया** :

- धातु + द्रव अमोनिया ⟶ गहरा नीला विलयन (यह विलयन विद्युत सुचालक तथा अनुचुंबकीय होता है।)
- $M + (x+y)NH_3 \longrightarrow [M(NH_3)_x]^{2+} + 2[e(NH_3)_y]^-$ नोट : अमोनिकृत इलेक्ट्रॉन के कारण विलयन का रंग काला नीला

6. **अम्लों के साथ क्रिया** : मृदा क्षार धातु + अम्ल ⟶ हाइड्रोजन गैस मुक्त होती है।

7. **अपचायक प्रकृति** : प्रबल अपचायक होती है। परंतु क्षार धातुओं से दुर्बल अपचायक है।

❖ **ऑक्सी अम्लों के लवण** :

1. **कार्बोनेट :**

- विरचन : $M(OH)_2 + CO_2 \rightarrow MCO_3\downarrow + H_2O$; $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$
- धातु कार्बोनेट पर तापीय प्रभाव : $MCO3 \xrightarrow{\Delta} MO + CO2\uparrow$ [BeO >>> BaO]
- धातु कार्बोनेट का तापीय स्थायीत्व : Z↑ तापीय स्थायीत्व↑ $BeCO_3 < MgCO_3 < CaCO_3 < SrCO_3 < BaCO_3$

  नोट : $BeCO_3$ अस्थायी होता है अतः इसे केवल CO_2 वातावरण में ही सुरक्षित रखा जा सकता है।
- धातु कार्बोनेटों की जल में विलेयता : वर्ग में उपर से नीचे जाने पर विलेयता घटती है क्योंकि धातु आयनों के आकार बढने के साथ उनकी जलयोजन उर्जा घटती है

2. **सल्फेट :**

- विरचन : $M/MO/M(OH)_2 /MCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MSO_4$
- धातु सल्फेट पर तापीय प्रभाव : $MSO_4 \xrightarrow{\Delta} MO + SO_3\uparrow$
- धातु कार्बोनेट का तापीय स्थायीत्व : धनविद्युती गुण↑ तापीय स्थायीत्व↑ $BeSO_4 < MgSO_4 < CaSO_4 < SrSO_4 < BaSO_4$
- धातु कार्बोनेटों की जल में विलेयता : वर्ग में उपर से नीचे जाने पर विलेयता घटती है क्योंकि धातु आयनों के आकार बढने के साथ उनकी जलयोजन उर्जा घटती है $BeSO_4 > MgSO_4 > CaSO_4 > SrSO_4 > BaSO_4$

  नोट : Be^{2+} तथा Mg^{2+} के सल्फेट जल में विलेय होते है क्योंकि इन आयनों की जलयोजन एंथैल्पी, जालक एंथैल्पी से उच्च होती है।

3. **नाइट्रेट :**
- विरचन : $M/MO/M(OH)_2$ /$MCO_3 + HNO_3 \rightarrow M(NO_3)_2$
- जलयोजित नाइट्रेट लवण की प्रकृति : वर्ग में Be से Ba तक, धातु आयन का आकार↑ जलयोजन उर्जा↓ जालक उर्जा↑ विलेयता↓ नाइट्रेट की जलयोजन प्रवृति↑ जैसे : **$Mg(NO_3)_2.6H_2O$ क्रिस्टलीय जबकि $Ba(NO_3)_2$ निर्जल होता है।**
- धातु नाइट्रेट पर तापीय प्रभाव : $2M(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2MO + 4NO_2 + O_2$
- धातु नाइट्रेट का तापीय स्थायीत्व : $Be(NO_3)_2 < Mg(NO_3)_2 < Ca(NO_3)_2 < Sr(NO_3)_2 < Ba(NO_3)_2$

❖ **बेरिलियम का असंगत या असामान्य व्यवहार** :
1. परमाण्वीय व आयनिक त्रिज्या निम्न अतः आकार अत्यंत छोटा एवं उच्च आवेश घनत्व, आयनन उर्जा उच्च,
2. यौगिकों की प्रकृति सहसंयाजी, बेरिलियम के ऑक्साइड व हाइड्रॉक्साइड उभयधर्मी प्रकृति के होते है।
3. संयोजी कोश में रिक्त d- कक्षके अनुपस्थित एवं उपसहसंयोजन संख्या 4 से अधिक संभव नही।

❖ **बेरिलियम व एल्युमिनियम में विकर्णी संबन्ध** :
- बेरिलियम व एल्युमिनियम आवर्त सारणी के भिन्न आवर्त व भिन्न वर्ग में विकर्ण स्थिति पर उपस्थित होते हुए भी गुणों में समानता दर्शाते है इसे विकर्णी संबन्ध कहा जाता है।

Be ↘ B
Mg **Al**

- दोनो तत्व अम्लों से अप्रभावित क्योंकि इनकी सतह पर ऑक्साइड की परत जम जाती है।
- क्षार के आधिक्य में बेरिलेट$[Be(OH)_4]^{2-}$ तथा एल्युमिनेट$[Al(OH)_4]^-$ संकुल आयन बनाते है
- दोनो के क्लोराइड वाष्प प्रावस्था में सेतुबंधित क्लोराइड या क्लोर सेतू द्विलक बनाते है
- बेरिलियम क्लोराइड व एल्युमिनियम क्लोराइड प्रबल लुईस अम्ल होते है जो फ्रीडल क्राप्ट में उत्प्रेरक हेतु उपयोगी।
- दोनो में समान ध्रुवणता के कारण संकुल बनाने की प्रवृति जैसे : $[BeF_4]^{2-}$, $[AlF_6]^-$

❖ **उपयोग :**

बेरिलियम : Cu+Be मिश्रधातु से उच्च सामर्थ्य स्प्रिंग, धात्विक Be एक्स किरण नली में वातायन बनाने में उपयोगी।
मैग्निशियम : Mg+Al मिश्रधातु हल्की होने से वायुयानों के लिए उपयोगी, मैग्निशियम चूर्ण बल्बों मे, संकेतकों हेतू, $Mg(OH)_2$ का जल में निलंबन[Milk of Megnisia] ऐन्टासिड, ग्रिन्यार अभिकर्मक बनाने में, $MgCO_3$: टूथपेस्ट का मुख्य घटक
रेडियम : रेडियम लवण कैंसर के लिए विकिरण चिकित्सा हेतु उपयोगीं

❖ **कैल्शियम के यौगिक** :

1. **कैल्शियम ऑक्साइड** (CaO) :
   - ➢ सामान्य नाम : बिना बूझा चूना
   - ➢ विरचन : $CaCO_3 \xrightarrow{1070k-1270k\ ROTATORY} CaO + CO_2$ **शर्तें : CO_2 को शीघ्र हटाना चाहिए, ताकि अभिक्रिया अग्र दिशा में पूर्ण हो।**
   - ➢ गुण :
     1. श्वेत क्रिस्टलीय ठोस, उच्च गलनांक 2870K , ऑक्सी हाइड्रोजन ज्वाला में चमकीला श्वेत प्रकाश(लाइम प्रकाश)
     2. वायु में खुला रखने पर नमी व CO_2 को अवशोषित कर लेता है। $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$; $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$
     3. सीमित मात्रा में जल मिलाने पर पिण्डक में टूट जाता है इसे चूना बुझाने की प्रक्रिया कहते है।
     4. बिना बुझे चूने को जब सोडा से बुझाया जाता है तो सोडा लाइम प्राप्त होता है : CaO + NaOH
   - ➢ उपयोग : सस्ता क्षार, शर्करा परिशोधन, रंजक उद्योग, भवन निर्माण , सीमेन्ट का मुख्य घटक, सोडा लाइम बनाने में

2. **कैल्शियम कार्बोनेट**($CaCO_3$) :
   - ➢ प्रकृति में कैल्शियम कार्बोनेट के विविध रूप : संगमरमर, चूना पत्थर, खडिया(चॉक), कैल्साइट अयस्क
   - ➢ विरचन : $Ca(OH)_2 + CO_2$(सीमित) $\rightarrow CaCO_3 + H_2O$
   - ➢ गुण : श्वेत क्रिस्टलीय रवेदार ठोस, उच्च गलनांक, जल में अविलेय
     $CaCO_3 + CO_2$ (आधिक्य) $\rightarrow Ca(HCO_3)_2$ (रंगहीन विलयन) ; $CaCO_3 \xrightarrow{1200K} CaO + CO_2$
   - ➢ उपयोग : लोहे के धातुकर्म गालक(फ्लक्स), चूना, ऐन्टैसिड,टूथपेस्ट घटक इत्यादि उद्योगों में उपयोगी।

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

3. **कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड** ($Ca(OH)_2$) :

- सामान्य नाम : चूना पिंडक या जलीय अवस्था में चूने का पानी
- विरचन : $CaO + H_2O$(आधिक्य) $\rightarrow Ca(OH)_2$
- गुण : $Ca(OH)_2 + CO_2$(सीमित) $\rightarrow CaCO_3$ (दुधिया विलयन) $+ H_2O$

  $CaCO_3 + CO_2$ (आधिक्य) $+ H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$ (जल में विलेय तथा रंगहीन विलयन)

  विरंजक चूर्ण(ब्लीचिंग पाउडर) का निर्माण : $2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$

- उपयोग : चूना लेपन, रोगाणुनाशक सफेदी, कांच, चर्मशोधन, विरंजक चूर्ण आदि के निर्माण में उपयोगी।

4. **कैल्शियम सल्फेट अर्ध हाइड्रेट** ($CaSO_4 . ½H_2O$) :

- सामान्य नाम : प्लास्टर ऑफ पेरिस
- विरचन : जिप्सम $CaSO_4 . 2H_2O \xrightarrow{393K} CaSO_4 . ½H_2O + \frac{3}{2}H_2O$
- **मृत तापित प्लास्टर** : 393K से उच्च ताप पर जिप्सम, क्रिस्टलन जल का पूर्ण निष्कासन होने से प्राप्त निर्जल कैल्शियम सल्फेट, मृत तापित प्लास्टर कहलाता है जैसे : $CaSO_4 . 2H_2O \xrightarrow{>393K} CaSO_4 + 2H_2O$
- उपयोग : भवन निर्माण, मूर्तिया, सजावटी छते, हडडी जोड में प्लास्टर, दंत चिकित्सा इत्यादि में उपयोगी।

5. **सीमेन्ट** :

- 1824 में जे ऐस्पिडन ने ब्रिटेन के पोर्टलैंड टापू से चूना जैसा पाउडर प्राप्त किया इसे पोर्टलैंड सीमेन्ट नाम दिया।
- **पोर्टलैंड सीमेन्ट का औसत संघटन** : CaO [50-60%] + SiO_2 [20-25%] + Al_2O_3[5-10%] + MgO[2-3%] + Fe_2O_3[1-2%]
- उच्च गुणवता के सीमेन्ट में सिलिका तथा एलुमिना का अनुपात 2.5 से 4 के मध्य मे होना चाहिए।
- **सीमेन्ट का निर्माण** : चूना पत्थर, क्ले, सिलिका को घूर्णन भट्टी में उच्च ताप पर संगलित किया जाता है इस प्रकार प्राप्त संगलित मिश्रण सीमेन्ट क्लिंकर कहलाता है जिसमें एलुमिना, जिप्सम[2-3%] आदि मिलाकर चूर्णित कर सीमेन्ट पाउडर तैयार किया जाता है।
- **पोर्टलैंड सीमेन्ट के मुख्य घटक** : Ca_2SiO_4 [26%] + Ca_3SiO_5 [51%] + $Ca_3Al_2O_6$ [11%]
- **सीमेन्ट का जमना** : सीमेन्ट में जल मिलाने पर इसके घटक अणु जलयोजन द्वारा व्यवस्थित होकर जमने लगते है जिप्सम सीमेन्ट के जमने की प्रक्रिया को धीमा करता है अर्थात सीमेन्ट के जमने मे लगे समय का निर्धारण करना।

❖ **कैल्शियम व मैग्निशियम के जैविक महत्व** :

- एक व्यस्क में 25ग्राम मैग्निशियम तथा 1200ग्राम कैल्शियम पाया जाता है।
- मैग्निशियम कोशिका द्रव में जबकि कैल्शियम बाहरी तरल में पाया जाता है।
- मैग्निशियम एंजाइम उत्प्रेरण, एटीपी में फॉस्फेट आबंधन, क्लोरोफिल मैग्निशियम का ही संकुल होता है।
- हमारी हड्डियों 99 प्रतिशत कैल्शियम, दांतों में ऐपेटाइट लवण, दांतो का इनेमल फ्लुऑरोऐपेटाइट का बना होता है।
- कैल्शियम रक्त स्कंदन, मांसपेशियों के संकुचन, रक्त प्लाज्मा में केसिटोनिन हार्मोन का निर्माण, हदय धडकन को नियंत्रित करना है। हमारी अस्थियां प्रतिदिन 400मिलीग्राम कैल्शियम निक्षेपित व विलयित करती है।
- आयु बढने के साथ अस्थियां के विलयित होने की प्रक्रिया महिलाओं मे त्रीव होने से ऑस्टियोपोरोसिस रोग हो जाता है।

❖ ....

अभ्यास प्रश्न :

1) रेडियोधर्मी क्षार धातु जिसका अर्धआयुकाल 21 मिनिट होता है इसका इले0 विन्यास लिखों।
2) क्षार धातुएं प्रबल विद्युत धनी होती है , कारण : एक संयोजी इले0 जो आसानी त्यागकर धनायन बनाती है।
3) धनायन का आकार अपने संगत जनक परमाणु से छोटा होता है।
4) क्षार धातुओं की द्वितीयक आयनन ऐन्थैल्पी का मान उच्च होता है , कारण : धातु आयन का स्थायी विन्यास(ns^2np^6)
5) लिथियम प्रबलतम अपचायक है, कारण : लिथियम का मानक अपचयन विभव न्यूनतम होता है।
6) लिथियम के अधिकांश यौगिक जलयोजित होते है, कारण : लिथियम की जलयोजन उर्जा उच्च होती है।
7) $BeCO_3$ तथा $MgCO_3$ जल में आंशिक विलेय जबकि $BaCO_3$ अविलेय रहता है क्यों?

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