17

हाइड्रोजन और s-ब्लॉक के तत्व

हाइड्रोजन, क्षार धातुएँ (जैसे सोडियम और पोटेशियम) और क्षारीय मृदा धातुएँ (जैसे मैग्नीशियम और कैल्शियम) उस संसार के आवश्यक भाग हैं जिसमें हम रहते हैं। उदाहरण के लिए, हाइड्रोजन का उपयोग वनस्पति घी बनाने में होता है। सड़कों पर होने वाला पीला प्रकाश सोडियम के कारण है। सोडियम क्लोराइड और पोटेशियम क्लोराइड और क्षारीय धातुओं के यौगिक जीवन के लिए आवश्यक हैं। सोडियम हाइड्रोक्साइड जो कि कास्टिक सोडा के नाम से बेचा जाता है, साबुन के निर्माण में उपयोग होता है। प्लास्टर ऑफ पेरिस जो कि कैल्शियम का यौगिक है, का उपयोग भवनों के पदार्थ के रूप में और डॉक्टर द्वारा अस्थि भंग को स्थिर करने में होता है।

इस पाठ में हम हाइड्रोजन और *s*-ब्लॉक के तत्वों (क्षारीय धातु और क्षारीय मृदा धातुओं) की उपस्थिति, भौतिक और रासायनिक गुणधर्म और उनके उपयोग के बारे में पढ़ेंगे।

उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप:

- हाइड्रोजन की आवर्त सारणी में अद्वितीय (अपूर्व) स्थिति की व्याख्या कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन के स्रोतों को सूचिबद्ध कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन के समस्थानिकों में तुलनात्मक भेद कर सकेंगे;
- हाइड्रोजन के विभिन्न भौतिक और रासायनिक गुणधर्मों और उपयोगों को रासायनिक अभिक्रियाओं के साथ याद कर सकेंगे;
- जल अणु और बर्फ की संरचना की व्याख्या कर सकेंगे;
- भारी पानी के उपयोगों की सूची बना सकेंगे;
- हाइड्रोजन परऑक्साइड के बनाने की विभिन्न विधियों की सूची बना सकेंगे;

- हाइड्रोजन परऑक्साइड के ऑक्सीकरण एवं अपचयन गुणधर्मों की कम से कम दो उदाहरणों की सूची बना सकेंगे;
- हाइड्रोजन परऑक्साइड के उपयोगों की सूची बना सकेंगे;
- विभिन्न प्रकार के हाइड्राइडों का वर्णन कर सकेगे;
- हाइड्रोजन का ईंधन के रूप में उपयोग बता सकेंगे;
- क्षार और क्षारीय मृदा धातुओं के कुछ साधारण अयस्कों के नाम और सूत्रों को याद कर सकेंगे;
- क्षार और क्षारीय मृदा धातुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास याद कर सकेंगे;
- क्षार और क्षारीय मृदा धातुओं की आक्सीजन, हाइड्रोजन, हैलोजनों और जल से अभिक्रियाओं को लिख सकेंगे;
- आक्साइडों और हाइड्रोक्साइडों की क्षारीय स्वभाव की प्रवृत्ति की व्याख्या कर सकेंगे;
- कार्बोनेटों और सल्फेटों की विलेयता और ऊष्मीय स्थिरता की व्याख्या कर सकेंगे;
- Li और Mg में विकर्ण सबंध का वर्णन कर सकेंगे;
- सोडियम और पौटेशियम की जैविक महत्त्वता का वर्णन कर सकेंगे;
- बोरिलियम की अंसगत प्रकृति के बारे में जान सकेंगे;
- Be और Al में विकर्ण सम्बध जान सकोंगे;
- Mg^{2+} और Ca^{2+} के जैविक महत्त्व जान सकेंगे; और
- NaOH, Na_2CO_3, CaO, और $CaCC_3$ के निर्माण के प्रक्रम जान सकेंगे।

17.1 हाइड्रोजन

हाइड्रोजन आवर्त सारणी का पहला तत्व है। हाइड्रोजन की आण्विक रचना सरलतम होती है और इसमें एक नाभिक जिसमें एक प्रोटॉन +1 आवेश के साथ होता है तथा एक इलेक्ट्रॉन कक्ष में परिक्रमा करता है। इसकी इलेक्ट्रॉनिक संरचना $1s^1$ के रूप में लिखी जा सकती है।

17.1.1 हाइड्रोजन का इतिहास और उपलब्धता

तारकेट डे मेरीन (1655) और वॉयल (1672) ने आयरन पर सल्फयूरिक अम्ल की अभिक्रिया करके एक प्रज्जलनशील गैस एकत्र की। सौ साल बाद केवेन्डिस ने इस गैस के गुण धर्मों की खोज की और इसे प्रज्वलनशील हवा कहा, लेकिन लैवोइजर के इसके वर्तमान नाम हाइड्रोजन कहा। सूर्य के बाहरी हाइड्रोजन कुछ ज्वालामुखी की गैसों में सूर्य के बाहरी वातावरण में स्वतंत्र अवस्था में पाई जाती है, दूसरे तारे लगभग समस्त रूप में हाइड्रोजन के होते हैं। आर्थिक उच्च तापमान पर तारा में सामान्य जगह पर (10^6—10^7°C) हाइड्रोजन के परमाणुओं का नाभिकीय संलयन होता है, जिसके परिणामस्वरूप विराट, ऊर्जा निकलती है : इस प्रक्रय के लिए बहुत-सी प्रणालियां आगे की गई है, जिसके फलस्वरूप मुख्य रूप में हीलियम बनती है-

$$4\,{}^{1}_{1}\mathrm{H} \longrightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + 2\,{}^{0}_{+1}e \text{ (निकलने वाली ऊर्जा)}$$

धनात्मक इलेक्ट्रॉन या पाजीट्रान

रासायनिक अभिक्रिया के समय निकलने वाली हाइड्रोजन बहुत जल्दी खत्म हो जाती है, क्योंकि हाइड्रोजन अणु का द्रव्यमान बहुत कम होता है और इसकी गति बहुत तेज होती है, इसलिए पृथ्वी के गुरुत्वाकर्षण क्षेत्र से विलुप्त हो जाती है। हाइड्रोजन के मुख्य स्रोत पानी, पैट्रोलियम और प्राातिक गैस हैं, जहां पर यह कार्बन के संयोग से पाई जाती है। यह तत्व प्रत्येक जैवीय पदार्थ का आवश्यक संघटक होता है, जो कि प्रोटीनों और वसाओं में पाया जाता है।

17.1.2 आवर्त सारणी में स्थान

आवर्त सारणी में हाइड्रोजन का स्थान कहाँ है?

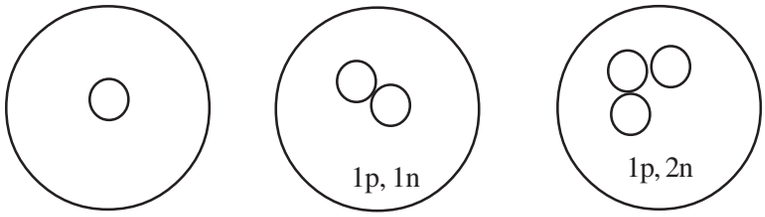
तत्वों को उनके बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के अनुसार आवर्त सारणी में रखा गया है। इसलिए हाइड्रोजन ($1s^1$) को क्षार-धातुओं (ns^1) के साथ रखा जा सकता है। लेकिन हाइड्रोजन एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर उत्कृष्ट गैस हीलियम परमाणु का इलेक्ट्रॉन-विन्यास प्राप्त कर लेता है। यह एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके हैलोजनों ($ns^2\,np^5$) जैसे हाइड्राइड आयन, $H^-(1s^2)$ बनाता है। क्षारीय हाइड्राइडों का विद्युत अपघट्य करने पर हाइड्रोजन ऐनोड पर प्राप्त होती है जैसे सोडियम क्लोराइड के विद्युत अपघट्य के दौरान क्लोरीन ऐनोड पर प्राप्त होती है। इसलिए हाइड्रोजन को हैलोजनों के साथ वर्ग-17 में रखना चाहिए। हाइड्रोजन वर्ग-14 के तत्वों से भी समानता रखती है क्योंकि दोनों में आधा-भरा कोष होता है। इसलिए हाइड्रोजन को आवर्त-सारणी में कहाँ स्थान देना चाहिए? इस समस्या का समाधान करने के लिए हाइड्रोजन को न तो क्षार-धातुओं के साथ और न ही हैलोजनों के साथ रखा गया है। इसको आवर्त सारणी में अद्वितीय स्थान दिया गया है (पाठ-4 में आवर्त सारणी देखें)।

17.1.3 हाइड्रोजन के समस्थानिक

एक ही तत्व के परमाणु, जिनके परमाणु क्रमांक समान किन्तु द्रव्यमान संख्या भिन्न होती है, समस्थानिक कहलाते हैं। यह भिन्न द्रव्यमान संख्या इसलिए होती है क्योंकि नाभिक में न्यूट्रॉन की संख्या भिन्न होती है।

प्राकृतिक रूप से हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक होते हैं: प्रोटियम ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$ या H, ड्यूटीरियम ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ या D और ट्राइटियम ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$ या T। इन तीन समस्थानिकों के नाभिक में एक प्रोट्रॉन और न्यूट्रॉन की संख्या क्रमश: 0, 1 और 2 होती है (चित्र 19.1)। प्रोटियम प्रचुर मात्रा में प्राप्त होता है।

प्रकृति में पाई जाने वाली हाइड्रोजन में 99.986 प्रतिशत ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$, 0.014 प्रतिशत D और 7×10^{-16} T के समस्थानिक होते हैं। इसलिए हाइड्रोजन के गुणधर्म हल्के समस्थानिक जैसे होते हैं। ट्राइटियम रेडियोधर्मी होता है और कम ऊर्जा के β कणों ($t_{1/2} = 12.33$yrs) को उत्सर्जित करता है।



प्रोटियम	ड्यूटीरियम	ट्राइटियम
परमाणु संख्या = 1	परमाणु संख्या = 1	परमाणु संख्या = 1
द्रव्यमान संख्या = 1	द्रव्यमान संख्या = 2	द्रव्यमान संख्या = 3
${}_1^1H$	${}_1^2H$ or D	${}_1^3H$ या T

चित्र 17.1: *हाइड्रोजन के समस्थानिक*

विभिन्न समस्थानिकों के द्रव्यमान में भिन्नता के कारण उनके गुणधर्मों में कुछ भिन्नता आ जाती है। उदाहरण के लिए:

1. H_2 धातु की सतह के ऊपर D_2 की तुलना में तेजी से अधिशोषित हो जाती है।
2. H_2, Cl_2 के साथ D_2 की तुलना में 13 गुना अधिक तेजी से अभिक्रिया करती है।

गुणधर्मों में भिन्नता जो कि द्रव्यमानों की भिन्नता से होती है, समस्थानिक प्रभाव कहलाती है। चूंकि हाइड्रोजन के समस्थानिकों के प्रतिशत द्रव्यमान में बहुत अधिक अन्तर होता है इसलिए हाइड्रोजन के समस्थानिकों के गुणधर्मों में भी अधिक अंतर हो जाता है। यौगिकों जिनमें ये समस्थानिक होते हैं उनके गुणधर्मों में भी बहुत अधिक भिन्नता होती है।

17.1.4 भौतिक गुणधर्म

हाइड्रोजन एक द्वि-परमाणुक गैस है। यह रंगहीन और गंधहीन होती है। यह जानी जाने वाली गैसों में सबसे हल्की है। यह पानी, अम्लों और अधिकतर कार्बनिक विलेयकों में अघुलनशील है। जब यह प्लेटिनम या पैलेडियम के ऊपर प्रवाहित की जाती है तो इसका अधिशोषण हो जाता है।

17.1.5 रासायनिक गुणधर्म

1. **दहन:** हाइड्रोजन दहनीय है और हवा में पीली, नीली ज्वाला के साथ जलती है।

   $$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

2. **अपचयन गुण:** हाइड्रोजन गरम धातु आक्साइड को धातु में अपचयित कर देती है।

   $$ZnO + H_2 \rightarrow Zn + H_2O$$

   $$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

3. **अधातुओं से अभिक्रिया:** हाइड्रोजन उचित परिस्थितियों में नाइट्रोजन, कार्बन, आक्सीजन और क्लोरीन से अभिक्रिया कर क्रमश: अमोनिया, मीथेन, पानी और हाइड्रोजन क्लोराइड बनाती है।

   $$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

$$2H_2 + C \rightarrow CH_4$$

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

4 **धातुओं से अभिक्रिया:** हाइड्रोजन अधिक विद्युत-धनात्मक धातुओं के साथ अभिक्रिया करके संगत हाइड्राइड बनाती है।

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$

$$2Li + H_2 \rightarrow 2LiH$$

17.1.6 उपयोग

हाइड्रोजन के उपयोग हैं :

1. कोल को संश्लिष्ट पेट्रोलियम में परिवर्तित करने में,
2. लब्धि मात्रा में कार्बनिक रासायनिकों के निर्माण में, विशेषतया मैथेनॉल में
3. तेलों को हाइड्रोजनकृत करने में। हाइड्रोजन जब 443K पर निकल उत्प्रेरक की उपस्थिति में तेलों में प्रवाहित की जाती है तो वनस्पति तेलों का वनस्पति घी में परिवर्तन हो जाता है।
4. अमोनिया के निर्माण में, जिसका उपयोग खादों के उत्पादन में होता है।
5. भारी रॉकेट के प्राथमिक ईंधन के रूप में, और
6. गुब्बारों को भरने में।

पाठगत प्रश्न 17.1

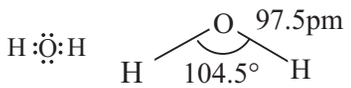
1. हाइड्रोजन के समस्थानिकों के नाम बताइए।
2. हाइड्रोजन के उस समस्थानिक का नाम बताइए जो रेडियोधर्मी है।
3. हाइड्रोजन का गुब्बारों को भरने में उपयोग क्यों होता है?
4. जब हाइड्रोजन कार्बन के साथ संयुक्त होती है तो कौनसी गैस बनती है?
5. उस गैस का नाम बताइए जिसका उपयोग खादों के उत्पादन में होता है।
6. वनस्पति तेल से वनस्पति घी कैसे बनाया जाता है?

17.2 हाइड्रोजन के यौगिक

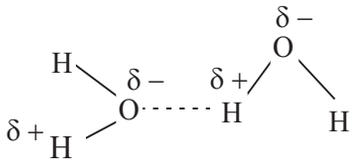
हाइड्रोजन एक बड़ी संख्या में यौगिक बनाता है। यहाँ पर हम केवल उनमें से दो जिनके नाम हैं पानी (H_2O) और हाइड्रोजन परऑक्साइड (H_2O_2), पर विचार करेंगे।

17.2.1 पानी (H_2O)

हाइड्रोजन का यह आक्साड सबके जीवन के लिए आवश्यक है। यह बर्फ, नदियों, झीलों एवं समुद्र आदि में पानी और वायुमंडल में वाष्प के रूप में पाया जाता है। पानी एक सहसंयोजी यौगिक है जोकि दो हाइड्रोजन एवं एक आक्सीजन के आपस में सहसंयोजी बन्ध से बना है। इसकी लुइस और आणविक संरचना को नीचे दर्शाया गया है।

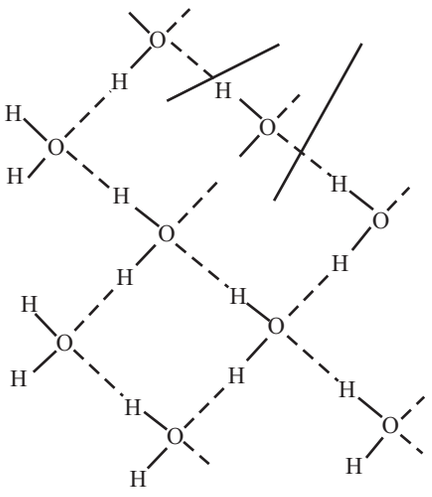


पानी अणु अत्यधिक ध्रुवीय होता है क्योंकि ऑक्सीजन की विद्युत्-ऋणता बहुत अधिक होती है। इसके ऑक्सीजन परमाणु पर आंशिक ऋणात्मक आवेश (δ^-) होता है और हाइड्रोजन परमाणु पर आंशिक धनात्मक आवेश (δ^+) होता है। हाइड्रोजन का एक अणु दूसरे O के अणु के साथ स्थिर वैद्युत आकर्षण के फलस्वरूप अंतर आण्विक हाइड्रोजन आबंध बनाता है:



बर्फ की संरचना:

पानी असाधरण अभिलक्षण है कि यह ठोस के रूप में द्रव के रूप से कम सघन होता है इसके कारण बर्फ के टुकड़े पानी के ऊपर तैरते हैं। पानी के अणु त्रि-आयामी नेटवर्क से आपस में जुड़े होते हैं जिसमें आक्सीजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के चार परमाणुओं से आबंध होता है जिसमें दो हाइड्रोजन आबंध और दो साधारण सहसंयोजी आबंध होते हैं। इससे चतुष्फलकीय हाइड्रोजन आबंधित संरचना बनती है (चित्र 17.2) जिसमें खुला स्थान होता है जोकि कम घनत्व के लिए उत्तरदायी है।



चित्र 17.2: *बर्फ में आक्सीजन के परमाणुओं की चतुष्फलकीय व्यवस्था*

17.2.2 भारी पानी और इसके अनुप्रयोग

पानी में साधारण (प्रोटियम) के स्थान पर ड्यूटीरियम होता है तो उसे भारी पानी (D_2O) कहा जाता है। भारी पानी को पानी से विद्युत अपघटन के द्वारा पृथक किया जाता है। प्रोटियमकृत पानी के विघटन के लिए साम्य स्थिरांक (1.0×10^{-14}) ड्यूटीरियमकृत पानी की तुलना में (3.0×10^{-15}) बहुत अधिक होता है। उदाहरणार्थ,

$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

$D_2O \rightarrow D^+ + OD^-$

O–H आबंध O–D आबंध की अपेक्षा जल्दी टूट जाते हैं। इसलिए H_2, D_2 की अपेक्षा अधिक गति से उत्सर्जित होती है और शेष पानी में भारी पानी की मात्रा अधिक हो जाती है। एक लीटर अधिकतम शुद्ध D_2O प्राप्त करने के लिए हमें लगभग 30000 लीटर साधारण पानी का विद्युत अपघटन करना पड़ता है।

उपयोग

1. भारी पानी का उपयोग न्यूक्लियर रिएक्टरों में विमंदक के रूप में किया जाता है। इस प्रक्रम में, उच्च गति वाले न्यूट्रॉनों की गति कम करने के लिए उन्हें भारी पानी में प्रविष्ट किया जाता है।

2. इसका उपयोग एक रासायनिक अभिक्रिया जिसमें हाइड्रोजन शामिल हो, की क्रियाविधि को पढ़ने में होता है।

3. इसका उपयोग ड्यूटीरियम के बहुत से यौगिकों को बनाने में प्रारम्भिक पदार्थ के रूप में किया जाता है, उदाहरण के लिए

$$CaC_2 + 2D_2O \longrightarrow C_2D_2 + Ca(OD)_2$$

$$SO_3 + D_2O \longrightarrow D_2SO_4$$

17.2.3 हाइड्रोजन परऑक्साइड (H_2O_2)

हाइड्रोजन परऑक्साइड हाइड्रोजन का एक महत्वपूर्ण यौगिक है। इसका रासायनिक सूत्र H_2O_2 है।

बनाने की विधियाँ

हाइड्रोजन बनाने की दो विधियाँ नीचे दी गई हैं:

1. तनु खनिज अम्ल (H_2SO_4) की धात्विक परऑक्साइड (बेरियम परऑक्साइड, सोडियम परऑक्साइड) से अभिक्रिया

$$BaO_2 . 8H_2O + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O_2 + 8H_2O$$

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

2. H_2SO_4 (50% W/W) का विद्युत अपघटन तथा उसके पश्चात आसवन

कैथोड पर: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

ऐनोड पर: $2SO_4^{2-} \rightarrow S_2O_8^{2-} + 2e^{-1}$

सल्फेट आयन $(S_2O_8)^{2-}$ के एनोडिक विलयन का सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ आसवन करने पर H_2O_2 मिलता है।

$$S_2O_8^{2-} + 2H^+ + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

गुणधर्म

हाइड्रोजन परऑक्साइड एक रंगहीन रसीला द्रव है जिसकी तेज गंध होती है। इसका क्वथनांक 423 K होता है। यह प्रत्येक अनुपात में पानी, एल्कोहल या ईथर में मिश्रणीय होती है। हाइड्रोजन परऑक्साइड में आक्सीजन की ऑक्सीकरण अवस्था–1 है जबकि आक्सीजन में (0) और पानी में (–2) होती है। इसलिए, हाइड्रोजन परऑक्साइड क्षारीय व अम्लीय विलयनों में आक्सीकारक और अपचायक की तरह कार्य करती है।

ऑक्सीकरण गुणधर्म

(a) अम्लीय विलयन में ऑक्सीकरण क्रिया :

(i) $PbS + 4H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4H_2O$

(ii) $2FeSO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$

(b) क्षारीय विलयन में ऑक्सीकरण क्रिया :

$MnCl_2 + H_2O_2 + 2KOH \rightarrow 2KCl + 2H_2O + MnO_2$

(c) अम्लीय विलयन में अपचयन क्रिया :

$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2$

(d) क्षारीय विलयन में अपचयन क्रिया :

(i) $2KMnO_4 + 3H_2O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 3O_2 + 2H_2O + 2KOH$

(ii) $Cl_2 + H_2O_2 + 2KOH \rightarrow 2KCl + 2H_2O + O_2$

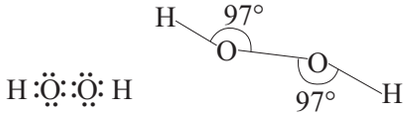
उपयोग

हाइड्रोजन परऑक्साइड के उपयोग हैं :

1. बाल, चमड़ा और ऊन आदि का विरंजन करने के लिए।
2. जर्मनाशी और संक्रमणहारी के रूप में।
3. एक विस्फोटक की तरह जब ऐल्कोहॉल के साथ मिलाई जाती है।
4. फोम रबर को बनाने के लिए।
5. पर्यावरण को नियंत्रित करने में, उदाहरणार्थ नालों और नालियों में बहने वाला और बाहितमल जल को रंगहीन करने में।

संरचना

लुइस संरचना एवं आण्विक संरचना को नीचे दर्शाया गया है।



17.2.4 हाइड्राइड

हाइड्रोजन धातुओं और अधातुओं के साथ अभिक्रिया करके हाइड्राइड बनाती है। हाइड्राइडों को निम्न प्रकार से वर्गीकृत किया जा सकता है–

(1) आयनिक हाइड्राइड

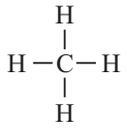
केवल वर्ग 1 और 2 की धातुएं हाइड्रोजन परमाणु को एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण प्रेरित करने के लिए उचित घनात्मक होती हैं। हाइड्राइड जो कि सफेद क्रिस्टलीय होते हैं, धातु को हाइड्रोजन में 700 डिग्री तापमान पर गर्म करके बनाए जाते हैं। उदाहरण की Na^+H^- संरचना सोडियम क्लोराइड जैसी होती है अर्थात् प्रत्येक घनायन एक समान दूरी पर हाइड्राइडों आयनों से घिरा होता है और इसके विपरीत 1 वर्ग 2 के हाइड्राइडों की संरचना $Ca^{2+}(H^-)_2$ अधिक कठिन होती है।

लीथियम हाइड्राइड के अतिरिक्त गलंनाक कि पहुंचने से पहले ये वियोजित हो जाते हैं और यह सिद्ध करने के लिए कि इनमें हाइड्राइड आयन होते हैं, इनका गलित क्षारीय हैलाइडों में विद्युत अपघटन किया गया, हाइड्रोजन एनोड पर होती है। हाइड्राइड आयन बहुत अभिक्रिया शील होते हैं और सभी आयोनिक हाइड्राइड पानी के द्वारा वियोजित हो जाते हैं (संभवतया हवा में सूक्ष्म जल वाष्प के द्वारा प्रेरित)

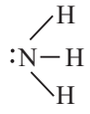
$$H^- + H_2O(l) \longrightarrow OH^-(aq) + H_2(g)$$

(2) सहसंयोजक हाइड्राइड

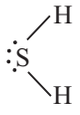
कुछ के अलावा अब तक के अत्यधिक संख्या में हाइड्राइड इस वर्गीकरण में आते हैं। ये सामान्य तापमान पर गैस होते हैं। ये आवर्त सारणी के वर्ग 17 से 17 के तत्वों के द्वारा बनाए जाते हैं।



मीलेन



अमोनिया



हाइड्रोजन सल्फाइड

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल

एक विशेष आवर्तीय वर्ग में परमाणु क्रमांक बढ़ने पर तत्वों के हाइड्राइडों की स्थिाइत्वता घटती है, (क्योंकि तत्व अधिक धात्विक हो जाता है), इसलिए हाइड्रोजन क्लोराइड गर्म करने पर स्थायी होता है, जबकि हाइड्रोजन आयोडाइड आसानी से अपने तत्वों में वियोजित हो जाता है। कुछ सूक्ष्म हवा की उपस्थिति में अस्थायी हो जाते हैं। उदाहरण के लिए, स्टेनेन, इनके विरंजन के लिए विशेष विधि अनावश्यक होती है।

सहसंयोजक हाइड्राइडों में इलेक्ट्रॉन का साझा करके हाइड्रोजन हीलियम का स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करने की प्राकृतिक क्षमता दर्शाती है।

(3) अंतराकाशी हाइड्राइड

ये अस्पष्ट यौगिक होते हैं जो कि संक्रमण तत्वों के द्वारा बनाए जाते हैं, जिनमें हाइड्रोजन संक्रमण तत्वों के जालक में व्यवस्थित होती है। धातु में जालक में कुछ विस्तार हो जाता है, क्योंकि हाइड्राइड का घनत्व मूल धातु से कम होता है। इन पदार्थों का निश्चित सूत्र नहीं दिया जा सकता है। अर्थात् ये अरस समकीकरण मितिय होते हैं। यद्यपि तापमान और दाब के परिवर्तन से संघटन में परिवर्तन होता है, लेकिन $TiH_{1.73}$ और $ZrH_{1.92}$ जैसे सूत्र प्रस्तुत किए गए हैं। हाइड्रोजन का लेना एक उत्क्रमणीय है और इन सबमें से उच्च तापमान द्वारा हाइड्रोजन को हटाया जा सकता है। अतिशुद्ध हाइड्रोजन बनाने के लिए सूक्ष्म विभाजातीय पैलेडियम का प्रयोग उत्क्रमणीता पर निर्भर करता है।

संक्रमण तत्व अंतराकाशी यौगिक बनाते हैं, जैसे कि नाइट्राइड और काबाईड, क्योंकि हाइड्रोजन की तरह नाइट्रोजन और कार्बन छोटे परमाणु होते हैं, जो कि धातु जालक में बिना किसी अधिक विकृति के प्रवेश कर सकते हैं।

17.2.5 हाइड्रोजन अर्थव्यवस्था (हाइड्रोजन गैस के रूप में)

समुद्र के जल का कुल आयतन लगभग 1×10^{21} L है, इसलिए समुद्र असीम हाइड्रोजन की आपूर्ति करता है।

संसार जीवाश्म सुरक्षित कोष शीघ्र गति से समाप्त हो रहा है। इस असमंजस का सामना करने के लिए वैज्ञनिकों ने आने वाले वर्षों में हाइड्रोजन का अतिरिक्त ऊर्जा स्रोत में प्राप्त करने की विधि को उत्पन्न करने के लिए अथक प्रयास किए हैं। हाइड्रोजन गैस ऑटोमोबाइल्स में गैसोलीन की जगह प्रयोग हो सकती है। वास्तव में, इंजन में कुछ रूपांतर करके और ऑक्सीजन का उपयोग ईंधन सैलों में विद्युत उत्पन्न करने के लिए इन तरीकों से हाइड्रोजन के उपयोग का अधिक लाभ है कि अभिक्रियाएं प्रदूषण से मुक्त होती है हाइड्रोजन चलित ईंधन और ईंधन सेलों में बनने वाला अतिय उत्पाद पानी होगा जैसे कि हाइड्रोजन गैस का हवा में जलना

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$$

वास्तव में हाइड्रोजन की अर्थव्यवस्था की सफलता निर्भर करेगी, हम किस प्रकार कम खर्च में हाइड्रोजन का उत्पादन करते हैं और किस प्रकार आसानी से इसका भंडारण कर सकते हैं। यद्यपि बड़े पैमाने पर पानी के विद्युत अपघटन से हाइड्रोजन प्राप्त करने में अत्यधिक ऊर्जा खर्च होती है, यदि वैज्ञानिक पानी के अणुओं का विखंडन करने के लिए कोई प्रायोगिक विधि का प्रयोग कर सकते है तो हम समुद्र के पानी से अत्यधिक मात्रा में हाइड्रोजन प्राप्त कर सकते हैं। आजकल सूर्य ऊर्जा के उपयोग के विकास का एक तरीका है। इस प्रणाली में उत्प्रेरक (एक संकुल अणु, जिसमें एक या अधिक संक्रमण तत्व जैसे रुथैनियम होते हैं) सूर्य विकिरण से एक फोटान अवशोषित करता है और ऊर्जीय रूप से उत्तेजित हो जाता है। उत्तेजित अवस्था में उत्प्रेरक पानी के अणु का हाइड्रोजन में अपचयन करने में सक्षम होता है।

पाठगत प्रश्न 17.2

1. पानी के ऊपर बर्फ क्यों तैरती है?
2. भारी पानी क्या है? इसके महत्वपूर्ण उपयोगों को लिखिए।
3. हाइड्रोजन परऑक्साइड बनाने की एक विधि दीजिए।
4. हाइड्रोजन परऑक्साइड के दो उपयोग दीजिए।
5. हाइड्रोजन परऑक्साइड पोटेशियम परमेगनेट को कैसे रंगहीन करती है?
6. हाइड्राइडो के प्रकार के नाम लिखिए।
7. NaH सहसंयोजक या आयोनिक हाइड्राइड है।

17.3 *s*-ब्लॉक के तत्व

s- ब्लॉक के तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 अथवा ns^2 होता है और इन्हें आवर्त सारणी के 1 और 2 वर्ग में रखा गया है। वर्ग 1 में लीथियम, सोडियम, पोटैशियम, रुबीडियम, सीजियम और फ्रेन्सीयम तत्व होते हैं। अरेबिक शब्द अल-क्विस अर्थात पादप राख के कारण इन तत्वों को एकत्रित रूप में क्षार धातु कहते हैं। इन राखों विशेषतया कैलशियम, स्ट्रोन्शियम, बेरियम व रेडियम के कार्बोनेट प्रचुर मात्रा में होते हैं। बेरिलियम मैग्नीशियम कैल्सीयम स्ट्रोनिशियम बेरियम और रेडियम वर्ग से सम्बन्ध रखते है और क्षारीय मृदा धातु कहलाते हैं।

17.3.1 क्षार धातु

इस वर्ग में सभी तत्व विद्युतधनात्मक धातुएँ होती हैं और इनकी और उन तत्वों, जिनके बाह्यकृत कोश में एकसमान इलेक्ट्रॉन विन्यास होते हैं, के बीच समानता होती है। क्षारीय धातुओं की उपस्थिति और गुणधर्मों का नीचे वर्णन किया गया है:

17.3.1.1 उपलब्धता

सोडियम और पोटेशिम प्रचुर मात्रा में होते हैं। सोडियम, सोडियम क्लोराइड के रूप में समुद्र के पानी में पाया जाता है और सोडियम नाइट्रेट (शोरा) चिली के रेगिस्तानों में मिलता है। पोटेशियम भी समुद्र के पानी में मिलता है और कारनेलाइट ($KCl.MgCl_2.6H_2O$) के रूप में भी मिलता है। लीथियम, रूबीडियम और सीजियम कुछ विरल ऐलुमिनोसिलिकेटों में पाये जाते हैं। फ्रेन्सीयम रेडियोधर्मी होता है; इसका दीर्घकालिक समस्थानिक ^{223}Fr होता है। इसकी अर्ध आयु केवल 21 मिनट होती है।

17.3.1.2 इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

क्षार धातुओं को उनके प्रतीक परमाणु संख्या और इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के साथ नीचे सारणी 17. 1 में सूचीबद्ध किया गया है:

सारणी 17.1: क्षार धातुओं का इलेक्ट्रोनिक विन्यास

तत्व	प्रतीक	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
लीथियम	Li	3	$1s^2, 2s^1$
सोडियम	Na	11	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^1$
पोटेशियम	K	19	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^1$
रूबीडियम	Rb	37	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6, 5s^1$
सीजियम	Cs	55	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6d^{10}, 5s^25p^6, 6s^1$

17.3.1.3 क्षार धातुओं के भौतिक गुणधर्म

क्षार धातुओं को आवर्त सारणी के वर्ग 1 में रखा गया है। ये आसानी से धनात्मक आयन बनाते हैं। जैसे-जैसे वर्ग में नीचे की ओर जाते हैं, प्रत्येक चरण में नये कोश के योग से क्षार धातुओं के आमाप में लगातार वृद्धि होती जाती है। परमाणु अथवा उसके आयन के आमाप में वृद्धि का क्षार धातुओं के भौतिक और रासायनिक गुणधर्मों पर सीधा प्रभाव पड़ता है। कुछ भौतिक गुणधर्मों को सारणी 17.2 में दिया गया है।

सारणी 17.2: क्षार धातुओं के गुणधर्म

प्रतीक	आयनी त्रिज्या (pm)	प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी ($kJ\,mol^{-1}$)	विद्युत ऋणता	घनत्व ($g\,cm^{-3}$)	गलनांक K	इलैक्ट्रोड प्रभावी (E° volts)
Li	76	520.1	1.0	0.54	454	–3.05
Na	102	495.7	0.9	0.97	371	–2.71
K	138	418.6	0.8	0.86	336	–2.83
Rb	152	402.9	0.8	1.53	312	–2.89
Cs	167	375.6	0.7	1.90	302	–2.93

भौतिक गुणधर्मों की प्रवृत्ति को सारणी 17.3 में सूचीबद्ध किया गया है।

सारणी 17.3 भौतिक गुणधर्मों की प्रवृत्ति

क्र.सं.	अभिलक्षण	प्रवृत्ति
1.	आक्सीकरण अवस्था	सभी तत्व +1 आक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं।
2.	परमाणु या आयनिक त्रिज्या	$Li < Na < K < Rb < Cs$ परमाणु और आयनिक त्रिज्या बढ़ती है चूंकि जैसे हम वर्ग में नीचे की ओर जाते हैं कोशों की संख्या बढ़ती है।

3.	आयनन ऐन्थैल्पी	$Li > Na > K > Rb > Cs$ जैसे आमाप में वृद्धि होती है बाह्यतम कोश से इलेक्ट्रॉन को निकालना आसान हो जाता है।
4.	विद्युतऋणता	$Li > Na > K > Rb > Cs$ आयनन ऐन्थैल्पी कम होने के कारण विद्युत-धनात्मक अभिलक्षण में वृद्धि होती है इसलिए विद्युत्-ऋणता कम हो जाती है।
5.	धात्विक अभिलक्षण	$Li < Na < K < Rb < Cs$ जैसे-जैसे हम वर्ग में नीचे जाते हैं विद्युतधनात्मक अभिलक्षण में वृद्धि होने के कारण धात्विक अभिलक्षणों में वृद्धि होती है।
6.	घनत्व	$Li < Na > K < Rb < Cs$ साधारणतया जैसे द्रव्यमान बढ़ता है Li से Cs तक घनत्व बढ़ता है। (K के अलावा)
7.	गलनांक और क्वथनांक	$Li > Na > K > Rb > Cs$ ऊपर से नीचे जाने में कम होती है क्योंकि आमाप बढ़ता है और जिससे अंतरधात्विक आबंध दुर्बल हो जाते हैं।
8.	ज्वाला का रंग	वे ज्वाला में अभिलक्षण रंग दिखाते हैं। बाह्यकृत इलेक्ट्रॉन अवशोषित ऊर्जा करके उच्च ऊर्जा सतह में चला जाता है। यह अवशोषित ऊर्जा पुनः निकलती है जब इलेक्ट्रॉन निम्नतम अवस्था में आता है। दोनों अवस्थाओं की ऊर्जा में अंतर से विकिरण दृष्टव्य परिसर में होता है जिससे रंग देखा जाता है।
		Li Na K Rb Cs क्रिमसन लाल पीला बैंगनी बैगनी बैगनी

17.3.1.4 रासायनिक गुणधर्म

बाह्यकृत इलेक्ट्रॉन को आसानी से खोने के कारण क्षार धातुएँ समस्त आवर्त सारणी में अधिकतम क्रियाशील होती हैं। इसलिए आसानी से आक्सीकृत हो जाती है। जैसे इलेक्ट्रॉन को आसानी से खोने की प्रवृत्ति वर्ग में ऊपर से नीचे बढ़ती है क्रियाशीलता बढ़ती है।

(i) ऑक्साइड: सभी क्षार धातुएँ ऑक्साइड बनाती हैं जो कि स्वभाव में क्षारीय होती हैं। लीथियम ऑक्साइड (Li_2O) बनाती है। जब सोडियम को आक्सीजन के साथ गरम किया जाता है तो सोडियम परऑक्साइड बनता है।

$$4Li(s) + O_2(g) \rightarrow 2Li_2O$$

$$2Na(s) + O_2(g) \rightarrow Na_2O_2(s)$$

$$K(s) + O_2(g) \rightarrow KO_2(s)$$

निर्मित विशिष्ट ऑक्साइड का निर्धारण धातु आयन के आमाप द्वारा किया जा सकता है। आमाप में छोटा होने के कारण लीथियम आयन परॉक्सो आयनों (–O–O–) की पर्याप्त संख्या में संपर्क में नहीं आता है। हालाँकि आकार में बड़े होने के कारण पोटेशियम, रूबीडियम और सीजियम के आयन, आक्सी आयनों के संपर्क में आकर सुपर ऑक्साइडों के रूप में स्थायी संरचनाएँ बनाते हैं।

(ii) पानी से क्रियाशीलता: यद्यपि लीथियम का E_0 अधिकतम ऋणात्मक है, पानी से इसकी अभिक्रिया साधारणतया सोडियम जिसका क्षार धातुओं में सबसे कम ऋणात्मक E_0 होता है, की तुलना में कम प्रबल होती है (चित्र 19.2)। लीथियम की कम क्रियाशीलता छोटा आमाप तथा उच्च आयन ऐन्थैल्पी के कारण होती है। इस समूह की सभी धातुएँ जल से प्रस्फोटी अभिक्रिया करती हैं और हाइड्रॉक्साइड तथा हाइड्रोजन बनाते हैं।

$$2M + 2H_2O \rightarrow 2M^+ + 2OH^- + H_2$$

ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड के क्षारीय अभिलक्षण: धातु आयन का आमाप बढ़ने के साथ धातुओं के ऑक्साइडों और हाइड्रॉक्साइडों का क्षारीय अभिलक्षण बढ़ता है। इसलिए, लीथियम ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड न्यूनतम क्षारीय होते हैं। जबकि स्वभाव में सीजियम ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड अधिकतम क्षारीय होते हैं।

(iii) हाइड्राइड: क्षार धातुएँ लगभग 673 K पर हाइड्रोजन से क्रिया करके हाइड्राइड (MH) बनाती हैं, यहाँ पर M क्षार धातुओं का प्रतीक है।

$$2M + H_2 \rightarrow 2MH$$

(iv) हैलाइड: क्षार धातुएँ हैलोजनों से क्रिया करके हैलाइड बनाती हैं

$$2M + X_2 \rightarrow 2MX (X = F, Cl, Br, I)$$

17.3.1.5 लीथियम और मैग्नीशियम के बीच में विकर्ण संबंध

एक वर्ग के प्रथम सदस्य और वाद के वर्ग के द्वितीय सदस्य की बीच समानता विकर्ण संबंध कहलाती है, इसलिए लीथियम मैग्नीशियम के समान गुण- धर्म दर्शाता है। बेरिलियम और एल्यूमीनियम समान गुण-धर्म दर्शाते हैं। विकर्ण तत्वों समानता एक समान ध्रुवीयकरण शक्ति के कारण होती है। गणित के अनुसार-

$$\text{ध्रुवीयकरण शक्ति} \propto \frac{\text{आयनिक आवेग}}{(\text{आयनिक त्रिज्या})^2}$$

लीथियम से सोडियम की तरफ जाने पर आयनिक आवेश एक जैसा रहता है, आयनिक त्रिज्या बढ़ती है और इसलिए ध्रुवीयकरण शक्ति घटती है। लीथियम से वेरिलियम की तरफ जाने पर आयनिक आवेश में वृद्धि होती है, आयनिक त्रिज्या घटती है और इसलिए ध्रुवीयकरण शक्ति बढ़ती है।

वेरिलियम से मैग्नीशियम की तरफ जाने पर ध्रुवीयकरण शक्ति घटती है और लीथियम के समान हो जाती है। दूसरे शब्दों में, लीथियम और मैग्नीशियम के लिए आयनिक आवेश/(आयनिक त्रिज्या)^2 लगभग एक समान होता है। इसलिए इनके भौतिक और रासायनिक एक जैसे होते हैं, जैसा कि निम्नलिखित उदाहरणों में दर्शाया गया है–

1. दोनों तत्वों की विद्युतऋणता लगभग एक समान होती है
2. दोनों तत्वों के गलनांक और क्वथनांक तुलनात्मक होते हैं
3. लीथियम और मैग्नीशियम दोनों की कठोरता एक समान होती हैं
4. दोनों तत्व जब सीधे नाइट्रोजन के साथ गर्म करते हैं तो नाइट्राइड बनाते हैं।
5. दोनों तत्व जब सीधे कार्बन के साथ गर्म करते हैं तो कार्बाइड बनाते हैं।
6. हवा में गर्म करने पर दोनों तत्व सामान्य ऑक्साइड बनाते हैं।
7. दोनों तत्वों के कार्बोनेट, नाइट्रेट और हाइड्रोक्साइड ऊष्मीय वियोजित होकर अपने अन्यान्य आक्साइड बनाते हैं।
8. दोनों तत्वों के हैलाइड कार्बनिक विलायओं में विलेय होते हैं।
9. दोनों तत्वों को ऑक्सीअम्ल लवण पानी में कम विलेय होते हैं।

17.3.1.6 लीथियम का असंगत व्यवहार

1. जैसा कि अपेक्षित है अधिक ध्रुवीयकरणीय प्रणायनों के लीथियम लवण दूसरे क्षार धातुओं के लवणों की तुलना में कम स्थायी होते हैं–

   $Li_2CO_3 \xrightarrow{700°C} Li_2O + CO_2$ Na इत्यादि 800°C के नीचे कोई अभिक्रिया नहीं

   $LiNO_3 \longrightarrow Li_2O + NO_2$ $\qquad$ $NaNO_3 \longrightarrow NaNO_2 + \frac{1}{2}O_2$

   $2LiOH \longrightarrow Li_2O + H_2O$ $\qquad$ Na इत्यादि कोई अभिक्रिया नहीं

2. विलेयता का अंतर : उच्च घनत्व वाले एनायनों के लीथियम लवण दूसरे क्षार धातुओं की तुलना में कम विलेय होते हैं। उदाहरण के लिए, LiOH, LiF, Li_3PO_4, Li_2CO_3 लीथियम के हैलाइड दूसरे हैलाइडों की तुलना में अधिक सहसंयोजक होते हैं और कार्बनिक विलायकों अधिक विलेय होते हैं।
3. संकुल बनाना : लीथियम दूसरे क्षार धातुओं की अपेक्षा अधिक स्थायी सहसंयोजक आवंध बनाता है और इसलिए अधिक स्थायी संकुल यौगिक बनाता है।
4. लीथियम पानी के साथ बहुत धीरे अभिक्रिया करता है।
5. उच्च जालक ऊर्जा के कारण लीथियम उच्च घनत्व वाले ऐनायनों के साथ स्थायी लवण बनाता है। उदाहरण के लिए हवा में लीथियम सामान्य आक्साइड बनाता

है, जबकि दूसरे उच्च आक्साइड बनाते हैं। लीथियम नाइट्रोजन से अभिक्रिया करके Li_3N बनाता है, दूसरे हाइड्राइडों की अपेक्षा अधिक स्थायी होते हैं और लीथियम कार्बोइड आसानी से बनता है (एसीटी थीने के साथ)उच्च जालक ऊर्जा के कारण लीथियम उच्च घनत्व वाले ऐनायनों के साथ स्थायी लवण बनाता है। उदाहरण के लिए हवा में लीथियम सामान्य आक्साइड बनाता है, जबकि दूसरे उच्च आक्साइड बनाते हैं। लीथियम नाइट्रोजन से अभिक्रिया करके Li_3N बनाता है, दूसरे हाइड्राइडों की अपेक्षा अधिक स्थायी होते हैं और लीथियम कार्बोइड आसानी से बनता है (एसीटी थीने के साथ)

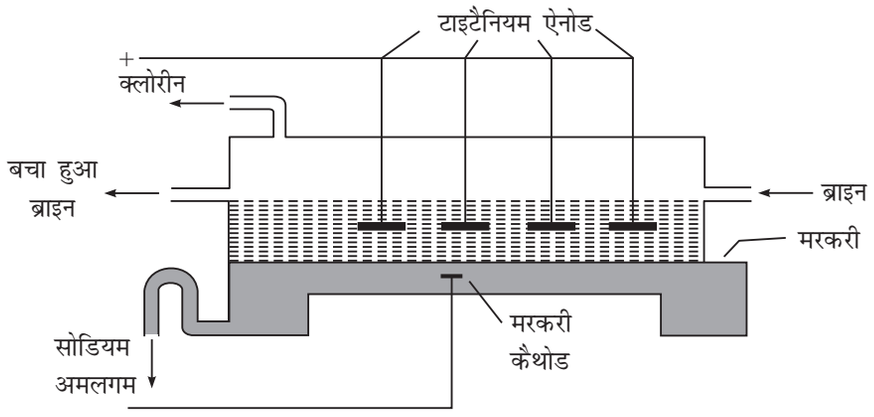
6. लीथियम के यौगिक अधिक सहसहयोगी होते हैं, इसलिए हैलाइड कार्बनिक विलायकों में अधिक विलेय होते हैं और दूसरे क्षार धातुओं की तुलना में ऐल्काइल और ऐराइल अधिक स्थायी होते हैं।

17.3.1.7 सोडियम हाइड्रोक्साइड

क्षार धातुओं के हाइड्राइड और दूसरे यौगिक एक समान गुण-धर्म दर्शाते हैं।

सोडियम हाइड्रोक्साइड का कास्टनर-कैलनर प्रक्रम और गिब्स डायफ्रॉम सेल विधि प्रक्रम

कास्टनर-कैलर प्रक्रम



चित्र 17.3: कास्टनर-कैलनर प्रक्रम

इस प्रक्रम में सोडियम क्लोराइड का संतृप्त विलयन (ब्राइन) उस दिशा में बहता है, जिस दिशा में मरकरी (चित्र 17.3) की उथली धारा बहती है जो कि कैथोड होती है। एनोड टाइटेनियम के कई खंडों से बनती है। विद्युत अपघटन करने पर क्लोरीन ऐनोड पर और सोडियम कैथोड पर मुक्त होते हैं, जहां पर यह मरकरी में विलेय हो जाता है और इसे सेल से हटा लिया जाता है। सोडियम अमलगम को पानी में प्रवाहित करते हैं, जहां पर सोडियम अभिक्रिया करके सोडियम हाइड्रोक्साइड का उच्च शुद्धता का 50 प्रतिशत विलयन बनाता है। यह अभिक्रिया आयरन ग्रीड की उपस्थिति में उत्प्रेरित होती है। मरकरी को सेल में वापस भेज दिया जाता है। इस प्रकार सोडियम हाइड्रोक्साइड, क्लोरीन और हाइड्रोजन उत्पाद होते हैं।

कैथोड **ऐनोड**

Na^+ मुक्त ⟵ Na^+Cl^- ⟶ Cl^- मुक्त

$2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$ $\quad H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $\quad 2C1^- \rightarrow 2C1\bullet + 2e^-$

$Na + Hg \rightarrow Na/Hg$ $\quad 2C1\bullet \rightarrow Cl_2$

$2Na/Hg + 2H_2O \longrightarrow 2Na^+OH^- + H_2 + 2Hg$

वरीयता में हाइड्रोजन की अपेक्षा सोडियम सेल में मुक्त होता है, क्योंकि हाइड्रोजन का मरकरी इलेक्ट्रोड पर उच्च ओवर वोल्टेज होता है। यह मात्रा कहती है कि हाइड्रोजन आयन का मुक्त होना या हाइड्रोजन परमाणुओं का संयोजन होकर अणुओं का बनकर मरकरी के पृष्ठ पर पहुंचना मुश्किल होता है अर्थात् मरकरी एक या दोनों प्रक्रमों के लिए कम उत्प्रेरक होता है, क्योंकि सोडियम मरकरी में विलेय हो जाता है और सेल में घूमता है, सोडियम हाइड्रोक्साइड और हाइड्रोजन का बनना विद्युत अपघटनीय सेल में खुद रुक जाता है।

सोडियम हाइड्रोक्साइड की अभिक्रियाएं

सोडियम हाइड्रोक्साइड पसीजने वाला ठोस कास्टिक होता है और छूने में फिसलने वाला होता है। यह पानी में अधिक ऊष्मा के साथ शीघ्रता से विलेय हो जाता है। यह पानी में पूर्णतया विघटित हो जाता है और इसकी अभिक्रियाएं हाइड्रोक्साइड आयन के कारण होती हैं, जो कि प्रबल क्षार होता है अर्थात् यह अम्लों का उदासीनीकरण देता है और जब अमोनियम यौगिकों के साथ गर्म करते है तो अमोनिया देता है–

$$Na^+OH^-(aq) + H^+Cl^-(aq) \longrightarrow Na^+Cl^-(aq) + H_2O(1)$$

या $$OH^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2O(l)$$

$$Na^+OH^-(aq) + NH_4^+Cl^-(aq) \longrightarrow Na^+Cl^-(aq) + H_2O(l) + NH_3(g)$$

या $$OH^-(aq) + NH_4^+(aq) \longrightarrow H_2O + NH_3(g)$$

जलीय विलयन में बहुत से लवणों से अभिक्रिया करता है और क्षारीय हाइड्रोक्साइड का अवक्षेप बनता है, उदाहरण के लिए–

$$Cu^{2+}SO_4^{2-}(aq) + 2Na^+OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(s) + (Na^+)_2SO_4^{2-}(aq)$$

या $$Cu^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Cu(OH)_2(s)$$

कम विद्युत घनात्मक धातुओं के हाइड्रोक्साइड उभयधर्मी होते है और अधिक क्षार में विलेय हो जाते हैं। उदाहरण के लिए ऐल्यूमीनियम (III), लेड (II), टिन (11) और जिंक (II) के हाइड्रोक्साइड

$$A1^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \longrightarrow Al(OH)_3(s)$$

$$Al(OH)_3(s) + OH^-(aq) \longrightarrow Al(OH)_4(aq)$$
एल्यूमिनेट आयन

$$Zn^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Zn(OH)_2(s)$$

$$Zn(OH)_2(s) + 2OH^-(aq) \longrightarrow Zn(OH)_4^{2-}(aq)$$
जिंकेट आयन

सोडियम हाइड्रोक्साइड विभिन्न अधातुओं से अभिक्रिया करता है, उदाहरण के लिए हैलोजन, सिलिकॉन, सल्फर सफेद फास्फोरस, सोडियम के लवण बनते हैं, जिनमें अधातु ऐनायनों में सम्मिविष्ट हो जाते हैं।

सोडियम हाइड्रोक्साइड के उपयोग

सोडियम हाइड्रोक्साइड प्रयोगशाला में काबर्न-डाई-ऑक्साइड और दूसरी अम्लीय गैसों को अवशोषित करने में होता है। बहुत-सी कार्बनिक अभिक्रियाओं जैसे जल अपघटन और आयतयितिय उद्योगों में इसका उपयोग साबुन बनाने में (सोडियम स्टीयरेट आवश्यक है) और सोडियम फार्मेट बनाने में होता है।

17.3.1.8 सोडियम कार्बोनेट का निर्माण- साल्वे प्रक्रय

यू.के. वर्ष में लगभग 16 लाख टन सोडियम कार्बोनेट का उपयोग होता है। जिसका निर्माण अमोनिया सोडा या साल्वे प्रक्रम से होता है। एक मत है कि सोडियम क्लोराइड और कैल्सियम कार्बोनेट के बीच में अभिक्रिया से सोडियम कार्बोनेट और कैल्सियम क्लोराइड उत्पन्न होते हैं, लेकिन अभ्यास में कुछ अन्य रसायनों भी आवश्यकता होती है, क्योंकि नीचे दी गई अभिक्रिया नहीं होती है-

$$CaCO_3(s) + 2NaCl(s) \longrightarrow Na_2CO_3(s) + Ca(Cl)_2(s)$$

इसलिए कच्ची सामग्री होती है, सोडियम क्लोराइड, कैल्सियम कार्बोनेट, ईंधन और अमोनिया कैल्सियम कार्बोनेट को प्रबलता गर्म करने पर बिना बुझा चूना और कार्बन-डाई-ऑक्साइड प्राप्त होते हैं-

$$Ca^{2+}CO_3^{2-}(s) \longrightarrow Ca^{2+}O^{2-}(s) + CO_2\ (g) \qquad (1)$$

कार्बन-डाई-ऑक्साइड को अब छिड़ित प्लेट बड़े टॉवर में ऊपर से प्रवाहित करते हैं, जिसमें नीचे से अमोनिया से संतृप्त सोडियम क्लोराइड के सांद्र विलयन को डालते हैं। टॉवर में होने वाली अभिक्रिया इस प्रकार दर्शाता जा सकता है-

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3.H_2O(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \qquad (2)$$

$$Na^+(aq) + Cl^-(aq) + NH_4^+(aq) + OH^-(aq) + CO_2(g) \longrightarrow Na^+(aq) + HCO_3^-(aq) + NH_4^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad (3)$$

$$Na^+(aq) + HCO_3^-(aq) \longrightarrow Na^+HCO_3^-(s) \qquad (4)$$

सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट जो कि सम आयन प्रभाव के कारण पानी में अधिक विलेय नहीं होता है, को छानकर और गर्म करने पर सोडियम कार्बोनेट उत्पन्न होता है–

$$2Na^+HCO_3^-(s) \longrightarrow (Na^+)_2CO_3^{2-}(s) + H_2O(1) + CO_2(g) \quad (5)$$

इस स्थिति तक सोडियम कार्बोनेट अमोनियम लवण के साथ दूषित रहता है, यदि शुद्ध की आवश्यकता है तो इसे पानी विलेय करके विलयन से कार्बन- डाई-ऑक्साइड प्रवाहित करते हैं। सोडियम कार्बोनेट के अवक्षेप को छानकर गर्म करने पर शुद्ध सोडियम कार्बोनेट प्राप्त होता है। पानी के साथ क्रिस्टी क्रिस्टलीकरण से धावन सोडा $(Na^+)_2CO_3^-.10H_2O$ प्राप्त होता है।

$$(Na^+)_2CO_3^{2-}(aq) + H_2O(1) + CO_2(g) \longrightarrow 2Na^+HCO_3^-(s) \quad (6)$$

अवक्षेप अमोनिया लवणों का विलयन में छोड़कर

अवक्षेप अमोनिया लवणों का विलयन में छोड़कर

(क) सोल्व प्रक्रम कम खर्चीला प्रक्रम है, क्योंकि सोडियम क्लोराइड और कैल्सियम कार्बोनेट सस्ते होते हैं।

(ख) 1 और 2 अभिक्रियाओं में क्रमशः बिना बुझा चना और अमोनियम क्लोराइड बनते हैं जो कि एक साथ अभिक्रिया कर अमोनिया पैदा करते हैं। कुछ हानि के बावजूद अतिरिक्त अमोनिया की आवश्यकता नहीं होती है।

(ग) अभिक्रियाओं 5 में बनने वाली कार्बन-डाई-ऑक्साइड को पुनः साल्वे टॉवर में भेज दिया जाता है।

सोडियम कार्बोनेट के गुण-धर्म और उपयोग

सोडियम कार्बोनेट पानी में स्वतंत्र रूप में विलेय होता है और क्षारीय विलयन देता है। यह विलयन में कुछ लवणों से अभिक्रिया करता है और संदृश कार्बोनेट का अवक्षेप कर देता है।

$$Ca^{2+}(Cl^-)_2(aq) + (Na^+)_2CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow Ca^{2+}CO_3^{2-}(s) + 2Na^+Cl^-(aq)$$

इसकी विलयन में क्षारीय प्रवृति के कारण यह क्षार कार्बोनेटों का अवक्षेपण कर देता है।

$$3Zn^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) + 4OH^-(aq) + 2H_2O(1) \longrightarrow ZnCO_3.2Zn(OH)_2.2H_2O(s)$$

प्रायः सोडियम कार्बोनेट का प्रयोगशाला में उपयोग आयतन मिति आर्मकर्मक के रूप में होता है। उद्योगों में इसका उपयोग विस्तार रूप में कई तरीकों से होता है। गिलास के निर्माण में सोडियम के लवण बनाने में, कठोर जल के मृदु बनाने में पेपर और साबुन बनाने में।

17.3.1.9 सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट

इसे सोडियम कार्बोनेट के विलयन में कार्बन-डाई-आक्साइड प्रवाहित करके बनाया जा सकता है, उदाहरण के लिए–

$$(Na^+)_2CO_3^{2-}(aq) + CO_2(g) + H_2O(1) \longrightarrow 2Na^+HCO_3^-(s)$$

क्योंकि सोडियम हाइड्रोजन कार्बोनेट सोडियम कार्बोनेट की अपेक्षा कम क्षारीय होता है, इसलिए प्राय: पहले वाला का कार्बोनेट के अवक्षेपण में उपयोग करते हैं अन्यथा क्षारीय कार्बोनेट बन जाता है। उदाहरण के लिए-

$$Cu^{2+}(aq) + 2HCO_3^-(aq) \longrightarrow CuCO_3(s) + H_2O(s) + CO_2(g)$$

17.3.1.10 सोडियम और पौटेशियम की जीव-वैज्ञानिक महत्वता

1. संपूर्ण शरीर में शरीर द्रव्यों के परासरण दाब सामान्य रखना और शरीर से अत्यधिक द्रव्यों की हानि को बचाना।
2. न्यूरोमसक्यूलर उत्तेजना को बढ़ाना
3. सोडियम और पौटेशियम लवणों का दुर्बल अम्लों के साथ संयोजन होकर क्रमश: एक्स्ट्रासेलूलर और अंतरा सेलूलर द्रव्यों का बफर बनाता है।

17.3.1.11 कार्बोनेट एवं सल्फेट की स्थिरता और विलेयता

साधारतणया क्षार धातुओं के कार्बोनेट एवं सल्फेट पानी में घुलनशील होते हैं और ऊष्मीय स्थायित्व होते हैं। कार्बोनेट ऊष्मा के प्रति अत्यधिक स्थाई होते हैं और विघटन हुए बिना गलित हो जाते हैं। जैसे ही वर्ग में हम नीचे जाते हैं विद्युत धनात्मक अभिलक्षण बढ़ता है जिससे कार्बोनेट का स्थायित्व बढ़ता है। लीथियम का आमाप छोटा होने के कारण इसका कार्बोनेट ऊष्मा के प्रति स्थाई नहीं होता है।

पाठगत प्रश्न 17.3

1. सोडियम के महत्वपूर्ण अयस्कों के नाम लिखिए।
2. क्षार धातुओं को आयनन ऐन्थैल्पी के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
3. क्षार धातुओं में कौन सा केवल तत्व मोनोऑक्साइड बनाता है?
4. सोडियम के साथ पानी की अभिक्रिया में होने वाले रासायनिक समीकरण को लिखिए।
5. क्षार धातुओं के हाइड्राइडों में किस प्रकार का आबंध होता है।
6. उस तत्व का नाम बताइए जो (i) परऑक्साइड (ii) सुपरऑक्साइड बनाता है।
7. रासायनिक अभिक्रिया लिखिए जब $NaHCO_3$ को गर्म किया जाता है।
8. Li^+ की Mg^{2+} से समानता होती है क्यों।
9. क्षार धातुओं की उसकी क्रियाशीलता के क्रम में सजाएं।
10. क्षार धातुओं के उभयदर्शी ऑक्साइड का नाम बताएं।
11. क्षार धातुओं के कार्बोनेट का उनके बढ़ते हुए तापीय स्थाईत्व के क्रम में सजाएँ।
12. Ca^+ आयनन का जैबिक महत्व बताएं।

17.4 क्षारीय मृदा धातु

आप पढ़ चुके हैं कि जैसे-जैसे हम आवर्त सारणी के वर्ग 1 में नीचे की ओर जाते हैं–क्षार धातुओं के आमाप में वृद्धि होती है। आवर्त सारणी के वर्ग 2 में स्थित क्षारीय मृदा धातुओं में भी यही प्रवृत्ति दृष्टिगोचर होती है। क्षारीय मृदा धातुओं के कुछ भौतिक गुणधर्म सारणी 17.4 में दिए गए हैं।

सारणी 17.4: क्षारीय मृदा धातुओं के गुणधर्म

प्रतीक	आयनी त्रिज्या (pm)	प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी ($kJ\,mol^{-1}$)	विद्युत ऋणता	घनत्व ($g\,cm^{-3}$)	गलनांक K	इलैक्ट्रोड प्रभावी (E° volts)
Be	89	899	1.5	1.85	1562	–1.70
Mg	136	737	1.2	1.74	924	–2.38
Ca	174	590	1.0	1.55	1124	–2.76
Sr	191	549	1.0	2.63	1062	–2.89
Ba	198	503	0.9	3.59	1002	–2.90

अपने निकटवर्ती क्षार-धातु की तुलना में एक क्षारीय मृदा धातु का आमाप कम होता है। इसका कारण नाभिक में अतिरिक्त प्रोटॉन की उपस्थिति है जो परमाणु में मौजूद इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करता है जिससे परमाणु निष्पीड़ित हो जाता है। आमाप में होने वाली इस कमी से प्रदर्शित होता है कि नाभिक का कोशों में विद्यमान इलेक्ट्रॉनों पर उच्चतम नियंत्रण होता है।

आसानी से इलेक्ट्रॉन खो देने के कारण क्षारीय मृदा धातुएँ भी अच्छी अपचयन कारक होती हैं। लेकिन यह गुणधर्म संलग्न क्षार धातुओं की तुलना में कम विशिष्ट होता है।

17.4.1 उपलब्धता

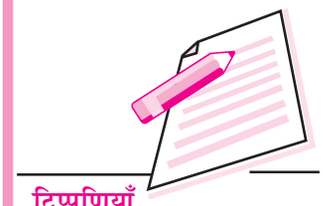
क्षारीय मृदा धातुएँ भी क्रियाशील होने के कारण प्राकृतिक रूप में होती हैं। मैग्नीशियम दूसरा प्रचुर मात्रा में समुद्र में मिलने वाला धात्विक तत्व है, और कारनेलाइट ($KCl.MgCl_2.6H_2O$) के रूप में भूपपर्टी में पाया जाता है। कैल्शियम कार्बोनेट (मारवल, चाक आदि) के रूप में और मैग्नीशियम के साथ डोलोमाइट ($CaCO_3.MgCO_3$) में पाया जाता है। कैल्शियम के अन्य अयस्क एनहाइड्राइट ($CaSO_4$) और जिप्सम ($CaSO_4.2H_2O$) हैं। स्ट्रोन्शियम और बेरियम बिरले होते हैं और कार्बोनेट सल्फेट के रूप में पाये जाते हैं। बेरिलियम भी विरला होता है और बेरील ($Be_3Al_2(SiO_3)_6$) के रूप में मिलता है।

17.4.2 इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

क्षारीय मृदा धातुओं का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास सारणी 17.5 में सूचीबद्ध किया गया है।

सारणी 17.5: क्षारीय मृदा धातुओं का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

तत्व	प्रतीक	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
बेरिलियम	Be	4	$1s^2, 2s^2$
मैग्नीशियम	Mg	12	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2$



कैल्शियम	Ca	20	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^2$
स्ट्रोन्शियम	Sr	38	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6, 5s^2$
बेरियम	Ba	56	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6d^{10}, 5s^25p^6, 6s^2$

17.4.3 क्षारीय मृदा धातुओं के भौतिक गुणधर्म

क्षारीय मृदा धातुएँ क्षार धातुओं की तुलना में कम विद्युत-धनात्मक होती हैं। **विद्युत-धनात्मक अभिलक्षण वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ते हैं।** दो इलेक्ट्रॉन खोकर वे उत्कृष्ट गैस विन्यास प्राप्त कर लेते हैं। सारणी 17.6 में कुछ भौतिक गुणों और उनमें क्रमिक परिवर्तनों को दिया गया है।

सारणी 17.6: भौतिक गुणधर्मों की प्रवृत्ति

क्र. सं.	अभिलक्षण	प्रवृत्ति
1.	आक्सीकरण अवस्था	समस्त धातुएँ +2 आक्सीकरण अवस्था दर्शाती हैं।
2.	परमाणु/आयनिक त्रिज्या	Be < Mg < Ca < Sr < Ba कोशों की संख्या बढ़ने के कारण क्षारीय मृदा धातुओं का आमाप वर्ग में ऊपर से तली में जाने पर बढ़ता है।
3.	आयनन ऐन्थैल्पी	Be > Mg > Ca > Sr > Ba जैसे-जैसे आमाप बढ़ता है बाह्यकोष से इलेक्ट्रॉन का निकालना आसान होता है।
4.	विद्युत्ऋणता	Be > Mg > Ca > Sr > Ba आयनन ऐन्थैल्पी के कारण विद्युत धनात्मक अभिलक्षण बढ़ता है इसलिए वर्ग के ऊपर से तली में जाने पर विद्युतऋणता कम होती है।
5.	धात्विक अभिलक्षण	Be < Mg < Ca < Sr < Ba विद्युतधनात्मक अभिलक्षण बढ़ने के कारण वर्ग में नीचे की तरफ जाने पर धात्विक अभिलक्षण बढ़ता है।
6.	घनत्व	जैसे वर्ग में परमाणु संख्या बढ़ती है घनत्व भी ऊपर से तली में जाने पर बढ़ता है।
7.	गलनांक और क्वथनांक	क्षार धातुओं की अपेक्षा ये उच्च गलनांक और क्वथनांक दर्शाते हैं क्योंकि इनका आमाप छोटा होता है और प्रबलतर धात्विक आबंध होते हैं। इनकी कोई नियमित प्रवृत्ति नहीं है। यह संकुलन पर निर्भर करती है।
8.	ज्वाला का रंग	Be और Mg के अलावा (छोटा आमाप और उच्च आयनन ऐन्थैल्पी के कारण) अन्य सभी क्षारीय मृदा धातुएँ बुन्सन ज्वाला में अभिलक्षित रंग देती हैं। Ca — ब्रिक लाल; Sr — क्रिमसन लाल; Ba — हरा

17.4.4 क्षारीय मृदा धातुओं के रासायनिक गुणधर्म

क्षारीय मृदा धातुएँ क्रियाशील धातुएँ होती हैं, यद्यपि ये क्षार धातुओं की तुलना में कम क्रियाशील होती हैं। विद्युत धनात्मक अभिलक्षण बढ़ने के कारण क्रियाशीलता में वर्ग में ऊपर से नीचे जाने में वृद्धि होती है।

(i) क्रियाशील और E° का मान: वर्ग 2 के तत्वों का E° (M^{2+}/M) का मान (चित्र 19.4) लगभग स्थिर होता है और यह वर्ग 1 के धातुओं के समान होता है। इसलिए, ये धातुएँ विद्युतधनात्मक होती हैं और प्रबलतम अपचयन कारक होती हैं। Be के लिए E° का मान कम ऋणात्मक होता है। यह Be के छोटा आमाप के कारण होता है। उच्च जलीय ऊर्जा होती है जबकि बेरिलियम की तुलनात्मक उच्च कणन ऐन्थैल्पी उसके विपरीत होती है।

(ii) आक्साइड: क्षारीय मृदा धातुएँ आक्सीजन में जलकर MO प्रकार के आयनिक आक्साइड बनाती हैं यहाँ पर M, Sr, Ba और Ra के अतिरिक्त जो कि परऑक्साइड बनाते हैं क्षारीय मृदा धातुओं के लिए हैं। जैसे ही धातु आयन के आमाप में वृद्धि होती है तो परआक्साइड आसानी से बनते हैं और स्थिरता बढ़ती है।

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$2Be + O_2 \rightarrow 2BeO$$

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

$$Ba + O_2 \rightarrow 2BaO$$

आक्साइड के क्षारीय गुणों में BeO से BaO की तरफ जाने पर क्रमिक वृद्धि होती है। BeO उभयधर्मी है, MgO दुर्बल क्षार जबकि CaO प्रबलतर क्षार है।

(iii) हाइड्राइड: क्षारीय मृदा धातुएँ हाइड्रोजन से संगलन होकर हाइड्राइड बनाती हैं जिनका सामान्य सूत्र MH_2 होता है

$$M + H_2 \rightarrow MH_2 (M = Mg, Ca, Sr, Ba)$$

(iv) जल से अभिक्रिया: सामान्यतया क्षारीय धातुएं पानी से अभिक्रिया करके हाइड्रोजन देती हैं। बेरिलियम अथवा पानी भाप को प्रबल गर्म करने पर भी अभिक्रिया नहीं करता है। हवा में 873 K के नीचे आक्सीकरण नहीं हो पाता है।

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2$$

Ca, Sr, और Ba ठन्डे पानी से अभिक्रिया करते हैं और अभिक्रिया तेजी से बढ़ती है।

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

(v) हैलाइड: सभी क्षारीय धातुएँ एक उचित ताप पर हैलोजन से क्रिया कर MX_2 हैलाइड बनाती हैं यहाँ पर M क्षारीय मृदा धातु है

$$M + X_2 \rightarrow MX_2$$

(vi) कार्बोनेट और सल्फेट की विलेयता एवं स्थिरता

कोर्बोनेट: क्षारीय धातुओं के कार्बोनेट पानी में अल्प मात्रा में विलेय होते हैं। यदि प्रबलतम गरम किया जाता है तो इनका विघटन हो जाता है। धनायन का आमाप बढ़ने पर इनकी स्थिरता बढ़ती है। कार्बोनेट का विघटन तापमान नीचे दिया गया है:

$BeCO_3$	$MgCO_3$	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
<373K	813K	1173K	1563K	1633K

सल्फेट: क्षारीय धातुओं के सल्फेट सफेद रंग के ठोस होते हैं जो कि ऊष्मीय स्थिर होते हैं। $BeSO_4$ और $MgSO_4$ पानी में शीघ्र विलेय हो जाते हैं और पानी में विलयेता $CaSO_4$ से $BaSO_4$ तक घटती है। Be^{2+} और Mg^{2+} आयनों की जलीय ऊर्जा अधिक होने के कारण ये लेटिस ऊर्जा के ऊपर हो जाती है और इसलिए इनके सल्फेट विलेय होते हैं।

सल्फेट गर्म करने पर आक्साइड बनाकर विघटित हो जाते हैं।

$$MSO_4 \rightarrow MO + SO_3$$

धनायन के आमाप में वृद्धि के साथ सल्फेटों की स्थिरता बढ़ती है।

वह तापमान जिस पर ये विघटित होते हैं, को नीचे दर्शाया गया है।

$BeSO_4$	$MgSO_4$	$CaSO_4$	$SrSO_4$
773K	1168K	1422K	1647K

(vii) संकुल यौगिक: क्षारीय धातुओं के छोटे आयन संकुलें बनाते हैं। उदाहरणार्थ क्लोरोफिल मैग्नीशियम का संकुल यौगिक है। बेरिलियम संकुल बनाती है जैसे $[BeF_4]^{2-}$.

17.4.5 वेरिलियम की असंगत प्रकृति ऐल्यूमिनियम के साथ विकर्ण सम्बंध

वेरिलियम इस वर्ग का प्रथम तत्व हैं जिस कारण से लीथियम अन्य क्षार धातुओं से भिन्न होता है उसी प्रकार वेरिलियम भी इस वर्ग के अन्य सदस्यों से भिन्न होता है। इसका वास्तव में s और p खंड को प्रथम तत्व की असंगत प्रवृत्ति सारणी के मध्य में अधिक सुदृढ़ हो जाता है। लीथियम और सोडियम में भिन्नता की अपेक्षा वेरिलियम मेग्नीशियम से अधिक भिन्न होता है। वेरिलियम भी एल्यूमिनियम से विकर्ण समानता दर्शाता है और जिन गुणधर्मो में यह मेग्नीशियम से भिन्न होता है वे गुणधर्मो एल्यूमिनियम से मिलते हैं। वेरिलियम के गुणधर्म मेग्नीसियम की अपेक्षा बहुत बड़ी होती है।

वेरिलियम का गलनांक और क्वथनांक, गलन की एथैल्पी इत्यादि और घनत्व उच्च होते हैं और कठोर होते है। वेरिलियम के बाह्यतम इलेक्ट्रान का आकर्षण मेग्नीशियम से अधिक होता है जिससे वेरिलियम की परमाणु त्रिज्या घट जाती है इलेक्ट्रान ग्रहण एथैल्पी और आयनन एथैल्पी बढ़ जाती हैं। इसकी उच्च ध्रुवीयकरण शक्ति के कारण इसके यौगिक सहसंयोजक होते हैं। इसका गलनांक और क्वथनांक बनने की एथैल्पी और कार्बनिक विलायको में विलेयता मेग्नीशियम की अपेक्षा अधिक होती हैं। छोटे B^{2+} आयन की जलयोजन एथैल्पी उच्च होती

है और इसके लवण अधिक विलेय जाने जाते हैं। इसके वावजूद इसका इलेक्ट्राड विभव उच्च नहीं होता है क्योंकि इसकी आयनन एंथैल्पी बहुत अधिक होती है। यह आशा की जाती है कि यह पानी से अभिक्रिया और अम्लों से तीव्रता से अभिक्रिया करता है। वास्तव में यह पानी से अभिक्रिया नहीं करता हैं और अम्लों के प्रति ($E^\circ = -1.70$) प्रतिरोधक होते हैं हैलाइड आर्द्रताग्राही होते हैं हवा में धुआ देते हैं और प्रबल अम्ल और प्रबल क्षारों के अतिरिक्त सभी विलेय लवण पानी में जलअपघटन और बहुलकन हो जाते हैं। (वेरिलियम उभयधर्मी होता है।

$$2[Be(H_2O)_4]^{2+} \underset{H_3O^+}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} 2H_3O^+ + [(H_2O)_3BeOBe(H_2O)_3]^{2+} \xrightarrow{OH^-}$$

$$Be(OH)_2(s) \xrightarrow{OH^-} [Be(OH)_4]^{2-}(aq).$$

वेरिलियम दुर्बल अपचायक आर्यकर्मक होता है और अमोनिया में विलेय नहीं होता है।

17.4.6 कैल्सीयम आक्साइड (CaO)

CaO का निर्माण

CaO (विना बुझा चूना) बहुत सी मात्रा में (126 लाख टन 1988 में) भट्टी में $CaCO_3$ के भर्जन द्वारा प्राप्त होता है।

$$CaCO_3 \xrightarrow{heat} CaO + CO_2$$

CaO की पानी के साथ अभिक्रिया ऊष्माक्षेपी होती है और हाइड्रोक्साइड बनता है।

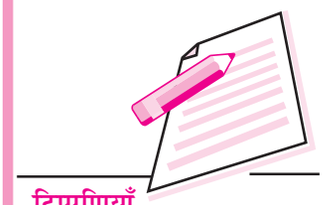
$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$Ca(OH)_2$ बुझा चूना कहलाता है।

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$

17.4.7 कैल्सीयम कार्वोनेट $CaCO_3$

$CaCO_3$ दो विभिन्न कैलसाइट और एरोगोनाइट क्रिस्टलाइन रुपों में मिलता है। कैलसाइट अधिक स्थाई होता है। प्रत्येक Ca^{2+} आयन कार्वोनेट आयनो से छः आक्सीजन परमाणुओं से घिरा होता है। एरोगोनाइट मितस्थायी रुप होती है और इसकी बनने की एथैल्पी 5 kJ mol^{-r} कैलसाइट से अधिक होती है। सैद्धातिंक रुप में एरोगोनाट का कैलासाइट में वियोजित हो जाना चाहिए लेकिन सक्रियण ऊर्जा उच्च होती है जो कि ऐसा होने से रोकती है। एरोगोनाइट प्रयोगशाला में गर्म विलयन से अवक्षेपण करके बनाया जा सकता है। इसकी क्रिस्टल संरचना



में Ca^{2+} नौ आक्सीजन परमाणुओं से घिरा होता है। यह असाधारण उपसहसंयोजकता संख्या होती है।

चूने और चूने पत्थर के उपयोग

1. स्टील के बनाने फॉसफेट और सिलिकेट को मल के रुप में अलग करना
2. SiO_2 और एल्यूमिना या मिट्टी के साथ मिश्रित करके सीमेंट के बनाने में
3. ग्लास के बनाने में
4. चूना-सोडा प्रक्रम में जो कि क्लोरो एल्कली का हिस्सा है जो Na_2CO_3 का NaOH और NaOH से $Na_2 CO_3$ परिवर्तन करता है।
5. पानी को मृदु बनाने में
6. CaC_2 बनाने में
7. जल से उपचारित करके बुझा चूना बनाने में $CaCOH_2$

17.4.8 Mg^{2+} और Ca^{2+} का जैववैज्ञानिक कार्य

Mg^{2+} आयन का सांद्रण जानवरों की सेलो में होता है और Ca^{2+} का सांद्रण सेल के बाहर शरीर द्रव्यों में मैग्नीशियम नर्व के साथ इमपलस को स्थानान्तरण के लिए आवश्यक होता है। पौधें के हरे भाग में क्लोरोफिल में Mg^{2+} आयन होता है। कैल्सीयम का महत्व हड्डियो में दातों में एयटाइट $Ca_3 (PO_4)_2$ के और दातों के एनामल में फ्लोरोऐपेटाइट के रुप में होता है Ca^{2+} आयन का महत्व रक्त के जमने में और हृदय के धड़कनों को सामान्य करता है।

Ca^{2+} का जैव-वैज्ञानिक रूप में क्या महत्त्व है।

पाठगत प्रश्न 17.4

1. क्षारीय मृदा धातुओं की क्रियाशीलता को बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
2. एक उभयधर्मी ऑक्साइड का नाम बताइए।
3. क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट को उनके ऊष्मीय स्थिरता के क्रम में व्यवस्थित कीजिए।

आपने क्या सीखा

- हाइड्रोजन को क्षार धातु या हैलोजन के साथ रखा जा सकता है।
- हाइड्रोजन तीन समस्थानिक बनाती है जिनके नाम हैं - प्रोटियम, ड्यूटीरियम, ट्राइटियम।

- हाइड्रोजन एक दहनीय गैस है और इसमें अपचायक गुण होते हैं।
- हाइड्रोजन के दो महत्वपूर्ण ऑक्साइड पानी और हाइड्रोजन परऑक्साइड हैं।
- बर्फ की पिंजरे जैसी संरचना के कारण यह पानी के ऊपर तैरता है।
- पानी में साधारण हाइड्रोजन के स्थान पर ड्यूटीरियम होता है तो भारी पानी के नाम से जाना जाता है।
- साधारण पानी से भारी पानी को विद्युत अपघटन और आसवन के द्वारा पृथक किया जा सकता है।
- भारी पानी का उपयोग न्यूक्लियर रिएक्टरों में विमंदक के रूप में किया जाता है।
- हाइड्रोजन परऑक्साइड दोनों ऑक्सीकरण एवं अपचयन कारकों के रूप में कार्य करती है।
- क्षार एवं क्षारीय मृदा धातुएँ आवर्त और वर्ग में विभिन्न गुणधर्मों में नियमित भिन्नता दर्शाती हैं।
- क्षार धातुएँ हाइड्रोजन, पानी और हैलोजनों से अभिक्रिया करके क्रमशः हाइड्राइड, हाइड्रॉक्साइड और हैलाइड बनाती हैं।
- L_1^+ और Mg^{2+} के विर्कण सम्बध
- $NaOH$, $NaCO_3$, $NaHCO_3$ का निर्माण
- क्षार धातुओं का जैव-वैज्ञानिक महत्व
- वर्ग 1 और 2 के तत्वों के ऑक्साइड और हाइड्रॉक्साइड के क्षारीय स्वभाव।
- कार्बोनेट और सल्फेट की ऊष्मीय स्थिरता एवं विलेयता।
- CaO और CaCO3 का निर्माण क्षारीय धातुओं का जैव-वैज्ञानिक महत्त्व।

पाठांत प्रश्न

1. *s*-ब्लॉक के तत्वों के तीन साधारण अभिलक्षण लिखिए जो इनका अन्य ब्लॉकों के तत्वों से भेद करते हैं।
2. क्षार धातुएँ अपनी परमाणु संरचना में उत्कृष्ट गैसों का अनुसरण करती हैं। यह संरचना धातुओं के कौन से गुणधर्मों की प्रागुक्ति कर सकती है।
3. क्या होता है? जब

   (क) सोडियम धातु को पानी में डाला जाता है।

(ख) सोडियम को आक्सीजन हवा की मुक्त सप्लाई में गरम किया जाता है।

(ग) सोडियम परऑक्साइड को पानी में घोला जाता है।

4. तत्वों की आवर्त सारणी में हाइड्रोजन को पृथक स्थान दिया गया है। क्यों? व्याख्या कीजिए।

5. हाइड्रोजन के औद्योगिक अनुप्रयोगों का वर्णन कीजिए।

6. भारी पानी का न्यूक्लियर रिएक्टर में क्या महत्व है वर्णन कीजिए। यह साधारण पानी से कैसे बनाया जाता है?

7. हाइड्रोजन के समस्थानिकों के नाम बतलाइए। हाइड्रोजन के भारी समस्थानिक का क्या महत्व है?

8. बर्फ पानी की अपेक्षा कम सघन होती है और किस प्रकार के आकर्षण बलों को बर्फ को पिघलने के लिए जीतना चाहिए?

9. उचित रासायनिक अभिक्रियाओं से दिखाइये कि हाइड्रोजन परऑक्साइड कैसे दोनों तरह ऑक्सीकरण एवं अपचयन अभिकारकों के रूप में कार्य करती है।

10. निम्न के सापेक्ष में क्षार धातुओं एवं क्षारीय मृदा धातुओं के गुणधर्मों की तुलना कीजिए:

(क) परमाणु त्रिज्या

(ख) आयनन एन्थैल्पी

(ग) गलनांक

(घ) अपचयन व्यवहार

11. क्षारीय मृदा धातुओं के कार्बोनेट और सल्फेट की विलेयता एवं स्थिरता की प्रवृत्ति की व्याख्या कीजिए।

12. NaOH, Na_2CO_3 और $NaHCO_3$ के निर्माण में शामिल प्रक्रमों का वर्णन कीजिए।

13. Ca^{2+} और Mg^{2+} के जैव-वैज्ञानिक महत्त्व का वर्णन कीजिए।

पाठगत प्रश्नों के उत्तर

17.1

1. हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक हैं (क) प्रोटियम ^1_1H, (ख) ड्यूटीरियम D या ^2_1H और (ग) ट्राइटियम T या ^3_1H.

2. ट्राइटियम

3. यह जानी जाने वाली गैसों में सबसे हल्की गैस है।

4. मीथेन (CH_4).

5. अमोनिया (NH_3).

6. वनस्पति तेल $+H_2 \xrightarrow[Ni]{443K}$ वनस्पति घी।

17.2

1. बर्फ पानी की तुलना में कम सघन है। इसमें हाइड्रोजन आबंधों की बजह से खुला स्थान होता है।

2. D_2O न्यूक्लियर रिएक्टरों में विमंदक के रूप में कार्य करता है।

3. $BaO_2.8H_2O + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O_2 + 8H_2O$

4. (क) विरंजन कारक के रूप में

   (ख) जर्मनाशी एवं संक्रमणकारी के रूप में

5. H_2O_2 $KMnO_4$ का अपचयन कर देती है।

   $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2$

   Mn(+7) Mn(+2) में अपचयन हो जाता है।

   तीन प्रकार के हाइड्राइड है, आयोनिक,सहसंयोजक और अतंराकाशी

17.3

1. NaCl और $NaNO_3$.

2. Cs < Rb < K < Na < Li

3. लीथियम

4. $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

5. आयनिक

6. (i) सोडियम (ii) पोटेशियम

17.4

1. Be < Mg < Ca < Sr < Ba

2. BeO

3. $BeCO_3 < MgCO_3 < CaCO_3 < SrCO_3 < BaCO_3$