

ताम्र की मिश्रधातुएं

मिश्रधातु	संघटन	उपयोग
घंटा-धातु (Bell Metal)	Cu-80% तथा Sn-20%	घंटियाँ तथा घड़ियाल के निर्माण में।
गन मेटल (Gun Metal)	Cu-88%, Sn-10% तथा Zn-2%	तोप, साँचे एवं बंदूक सहित अन्य आग्नेयास्त्र बनाने में
जर्मन सिल्वर (German Silver)	Cu-50%, Zn-35% तथा Ni-15%	बर्तन बनाने में।
पीतल (Brass)	Cu-70% Zn-30%	बर्तन तथा कारतूस के निर्माण में
काँसा (Bronze)	Cu-88% Sn-12%	बर्तन, मूर्तियों एवं सिक्का बनाने में।

Important facts

- ताँबा को संक्रमण तत्व और उत्कृष्ट धातु कहते हैं।
- आदि मानव ने सबसे पहले ताँबा-धातु का उपयोग किया था।
- फफोदार ताँबा को अशुद्ध ताँबा कहा जाता है।
- टिन की अधिक मात्रा मिले काँसा को श्वेत काँसा (White Bronze) कहा जाता है।
- गेल्ड-गेल्ड ताँबे की एक मिश्रधातु है, जिसका उपयोग सस्ते आपूर्णों में होता है।

कैल्शियम (${}_{20}\text{Ca}^{40}$)—

- इसका निष्कर्षण द्रवित कैल्सियम क्लोराइड एवं कैल्शियम फ्लोराइड मिश्रण के वैद्युत अपघटन द्वारा किया जाता है।
- प्रकृति में यह मुक्त अवस्था में नहीं पाया जाता है।
- इसका संकेत Ca , परमाणु संख्या 20, वर्ग IIA, आवर्त IV है।
- चाँदी के समान चमकदार कैल्शियम धातु तत्त्व है।
- तत्त्व के रूप में दूध में इसका प्रतिशत सर्वाधिक होता है।
- इसका प्रयोग उच्च निर्वात प्राप्त करने में किया जाता है।
- एल्कोहल में सूक्ष्म मात्रा में उपस्थित जल को हटाने में।
- पेट्रोल से सूक्ष्म मात्रा में स्थिर सल्फर को पृथक् करने में।

कैल्सियम के यौगिक (Compounds of Calcium)—

1. कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड (Ca(OH)_2)
 2. कैल्सियम क्लोराइड (CaCl_2)
 3. कैल्सियम ऑक्साइड (CaO)
 4. कैल्सियम कार्बाइड (CaC_2)
 5. जिप्सम [$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$]
 6. प्लास्टर ऑफ पेरिस [$(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$]
 7. कैल्सियम कार्बोनेट (CaCO_3)
 8. कैल्सियम फॉस्फेट [$\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2$] इत्यादि।
- शुद्ध अल्कोहल को प्राप्ति में जलशोषक के रूप में इसका प्रयोग किया जाता है।
- धातुओं से ऑक्सीजन, नाइट्रोजन, गंधक इत्यादि अशुद्धियों को दूर करने के साथ ही बेरिलियम, थोरियम एवं क्रोमियम ऑक्साइडों के अपचयन में कैल्सियम का उपयोग किया जाता है।
- इसी प्रकार दलित धातु से वायु के शोषण पेट्रोलियम से गंधक को दूर करने तथा कैल्सियम यौगिकों के निर्माण आदि के अलावा अनेक औषधिक, औद्योगिक एवं वाणिज्यिक के लिए कैल्सियम का प्रयोग किया जाता है।

Important facts

- कैल्सियम दूध (Milk) में सर्वाधिक मात्रा में पाया जाता है।
- कैल्सियम ऑक्साइड को क्विक लाइम (Quick lime) तथा कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड को बुझा घूना भी कहा जाता है।

- कैल्सियम साइनामाइड को नाइट्रोसिल तथा कैल्सियम हाइड्राइड को **हाइड्रोसिल** कहते हैं।
- कैल्सियम के यौगिक 3.5% की मात्रा में पृथ्वी की परत में उपस्थित है।
- हड्डियों, अंडों के छिलके एवं शंख में भी कैल्सियम के अवयव उपस्थित हैं।

एलुमिनियम (Al)—

- भूपरंती में एलुमिनियम धातु काफी प्रचुर मात्रा में पाया जाता है।
- सबसे पहले 1827 ई० में एलुमिनियम क्लोराइड से सोडियम की अभिक्रिया कराकर एलुमिनियम का निष्कर्षण किया गया।
- चाँदी के समान चमकीली एलुमिनियम एक धातु तत्त्व है।
- एलुमिनियम का निष्कर्षण बॉक्साइट अयस्क से विद्युत अपघटन विधि द्वारा प्राप्त किया जाता है।
- बॉक्साइट में अनेक अशुद्धियाँ होती हैं जिसे वायर प्रक्रम द्वारा अलग किया जाता है जिसके बाद एलुमिना प्राप्त होता है।
- **स्टेनलेस स्टील**—इसका उपयोग रसोई बर्तन बनाने में किया जाता है क्योंकि यह धातु जंग प्रतिरोधक होता है। इस धातु में 18% तक क्रोमियम और निकेल होता है।
- कुछ ऐसे धातु हैं जो अमलगम नहीं बनाते हैं, जैसे—लोहा, प्लैटिनम, निकेल, टंगस्टन तथा कोबाल्ट।
- पाए का मिश्रधातु अमलगम कहलाता है।
- इस्पात को उच्च ताप पर गर्म करके धीरे-धीरे ठंडा करके उसकी कठोरता को कम करने की क्रिया **एनीलिंग** कहलाती है।

सोडियम (sodium)—

- संकेत-Na, परमाणु संख्या-11, परमाणु भार-22.99
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $-1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table)-वर्ग-IA, आवर्त-तृतीय, ब्लॉक-s-ब्लॉक।
- सोडियम का निष्कर्षण डाउन्स विधि से किया जाता है।
- यह विद्युत्-अपघटन विधि है, जिसमें NaCl, KCl तथा KF के मिश्रण को संगलित करके सोडियम प्राप्त किया जाता है।
- सोडियम प्राचीन काल से ही ज्ञात तत्व है।
- प्रकृति में यह स्वतंत्र अवस्था में नहीं पाया जाता है, बल्कि इसके यौगिक ही उपलब्ध है।
- इसका कारण इसकी अतिक्रियाशीलता है।
- संयुक्त अवस्था में यह चिली-शोरा, बोरेक्स, समुद्र एवं झीलों के जल और सेंधा नमक में पाया जाता है।
- इसके अलावा यह पादपों तथा जानवरों के शरीर में भी मिलता है।
- इस धात्विक तत्व की खोज हम्फ्री डेवी ने 1807 ई० में की।
- इसके गलनांक, क्वथनांक तथा आपेक्षिक घनत्व क्रमशः 97.5°C , 882°C तथा 0.97 होते हैं।
- यह आघातवर्ध्य तथा विद्युत् की सुचालक धातु है।
- सामान्य ताप पर इसके ताप खींचे जा सकते हैं।
- सोडियम जल से क्रिया करके हाइड्रोजन गैस मुक्त करता है।
- इसकी अतिक्रियाशीलता के कारण इसे मिट्टी के तेल या अक्रिय हाइड्रोकार्बन में डुबोकर रखा जाता है।
- यह पारे के साथ अमलगम बनाता है।
- यह अमोनिया में विलेय है।
- सोडियम का उपयोग (Na-Hg) का सरल अमलगम बनाने में, अपचायक के रूप में, कृत्रिम रबर के बहुलीकरण में, उत्प्रेरक के रूप में, सोडियम परऑक्साइड (Na_2O_2), सोडामाइड (2NaNH_2), सोडियम सायनाइड (NaCN) जैसे बहुत-से यौगिकों के बनाने में सोडियम लौ, शीतलकों तथा न्यूक्लियर रिएक्टरों में होता है।

विशिष्ट तथ्य

- सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH) को कौस्टिक सोडा (Caustic Soda) या दाहक सोडा कहते हैं।

- सोडियम कार्बोनेट Na_2CO_3 को धोवन या वॉशिंग सोडा भी कहते हैं।
- सोडियम बाइकार्बोनेट NaHCO_3 को ग्लोबर साल्ट (Glober's Salt) कहा जाता है।
- सोडियम क्लोराइड (NaCl) को साधारण नमक (Table Salt) तथा सोडियम नाइट्रेट को चिली साल्टपीटर कहा जाता है।
- सोडियम थायोसल्फेट $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ को हाइपो (Hypo) भी कहा जाता है।
- सोडियम टेटराबोरेट डेकाहाइड्रेट ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) सुहागा या बोरेक्स (Borex) कहलाता है।
- सोडियम हेक्सासैल्फेट $[\text{Na}_3(\text{PO}_3)_3]$ को कैल्जेन (Calgen) कहा जाता है।

सोडियम के यौगिक (Compounds of Sodium)—

1. सोडियम कार्बोनेट ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
2. सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH)
3. सोडियम बाइकार्बोनेट (NaHCO_3)
4. ग्लोबर साल्ट ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
5. सोडियम नाइट्रेट (Sodium Nitrate)
6. सोडियम परऑक्साइड (Na_2O_2)
7. सोडियम क्लोराइड (NaCl)
8. सोडियम थायोसल्फेट ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
9. बोरेक्स ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) इत्यादि।

चाँदी (Silver)—

- संकेत—Ag, परमाणु-संख्या—47, परमाणु भार—107.87
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
- आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table)—
वर्ग—IB, आवर्त—पाँचवाँ, ब्लॉक—d-ब्लॉक
- इसका निष्कर्षण अर्जेंटाइट अयस्क से किया जाता है।
- इसमें मैक आर्थर सायनाइड विधि का प्रयोग किया जाता है।
- यह प्रकृति में मुक्त अवस्था में पाई जाती है।
- मुक्तावस्था में चाँदी मैक्सिको, कनाडा तथा दक्षिणी अमेरिका के कुछ भागों सहित भारत में कोलार तथा हट्टी (मैसूर) एवं राजस्थान के सोसे/जस्ते की जवार खानों में भी पाई जाती है।
- चाँदी एक चमकदार नीलापन लिये श्वेत धातु है, जो बहुत अधिक आघातवर्ध्य एवं तन्य होती है।
- इसके इन्हीं गुणों के कारण इसका उपयोग आभूषण के निर्माण में होता है।
- इसके आपेक्षिक घनत्व, गलनांक और क्वथनांक क्रमशः 10.47, 960.7°C तथा 1954.9°C होते हैं।
- यह ऊष्मा और विद्युत् का सुचालक है।
- द्रवित अवस्था में अपने आयतन के 20-25 गुनी ऑक्सीजन का अवशोषण तथा पुनः ठंडी एवं ठोस अवस्था में इन ऑक्सीजनों को छोड़ने की क्षमता इसके (चाँदी) पास है।
- चाँदी का यह गुण चाँदी का उद्रवजन (Spitting of Silver) कहलाता है।
- चाँदी को खुली वायु में छोड़ देने पर इसके ऊपर Ag_2S की एक पतली परत बन जाती है, जिसके कारण यह काला अथवा धूमिल हो जाता है।
- यह क्षार, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल या तनु सल्फ्यूरिक अम्ल से कोई अभिक्रिया नहीं करती है, लेकिन सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल से अभिक्रिया करके SO_2 गैस बनाती है।
- चाँदी का उपयोग आभूषणों तथा सिक्का बनाने में, विद्युत्लेपन एवं दर्पण की कलाई करने में तथा धातुसंकर (मिश्रधातु) बनाने में किया जाता है।
- चाँदी के वर्क (पतली पन्नी) का प्रयोग औषधि-निर्माण में तथा चाँदी के लवण का प्रयोग फोटोग्राफ तथा फिल्म-निर्माण में किया जाता है।

चाँदी के प्रमुख यौगिक (Important Compounds of Silver)—

1. सिल्वर ऑक्साइड (Ag_2O)
2. सिल्वर परऑक्साइड (Ag_2O_2)

3. लुनर कास्टिक (AgNO_3)
4. सिल्वर हेलाइड (AgBr , AgI)
5. सिल्वर सल्फाइड (Ag_2S)
6. सिल्वर क्लोराइड (AgCl)
7. सिल्वर सल्फेट (Ag_2SO_4) इत्यादि।

- सिल्वर क्लोराइड को **हॉर्न सिल्वर** (Horn Silver) कहा जाता है।
- कृत्रिम वर्ण कराने में सिल्वर आयोडाइड (AgI_2) का प्रयोग किया जाता है।
- मतदाताओं की अंगुली पर निशान लगाने वाली स्याही बनाने में सिल्वर नाइट्रेट (Silver Nitrate) का प्रयोग किया जाता है।

सोना (Gold)—

- संकेत—Au, परमाणु-संख्या—79, परमाणु भार—197
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$
- आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table)—
वर्ग—IB, आवर्त—छठा, ब्लॉक—d-ब्लॉक
- सोना का निष्कर्षण मुख्यतः केल्वेराइट और सिल्वेनाइट अयस्क से होता है।
- सोना मुक्त और संयुक्त दोनों ही अवस्थाओं में प्राप्त होता है।
- प्रकृति में यह प्रायः क्वार्ट्जों (Quartz) के रूप में पाया जाता है।
- क्वार्ट्जों में स्वर्ण एवं रजत के मिश्रण अथवा इनकी मिश्रधातु उपस्थित रहती है।
- स्वर्णमय चट्टानों से होकर बहने वाली नदियों के स्वर्णमय जलोढ़ रेत के अलावा यह कॉपर सल्फाइड, बिस्मथ ओराइट (AuBi) तथा केल्वेराइट (AuTe) आदि खनिज अयस्क में पाया जाता है।
- विश्व में मुख्य रूप से दक्षिणी अफ्रीका (50%), अमेरिका, कनाडा, रूस एवं ऑस्ट्रेलिया के खदानों में सोना पाया जाता है।
- संसार के स्वर्ण-उत्पादन का लगभग 2% का उत्पादन भारत में किया जाता है।
- मैसूर की कोलार खानों में (99.97%) तथा अल्प-मात्रा में यह जबलपुर एवं सिक्किम में भी पाया जाता है।
- सोना एक कोमल, आघातवर्ध्य, तन्य, चमकदार एवं पीले रंग की धातु है।
- यह विद्युत् और ऊष्मा का सुचालक होता है।
- सापेक्षतः स्वर्ण की ऊष्माचालकता रजत की आधी होती है।
- यह एक भारी धातु है, जिसके गलनांक 1063°C , क्वथनांक 2600°C तथा विशिष्ट घनत्व 19.3 होते हैं।
- सोना वायु तथा क्षार से कोई अभिक्रिया नहीं करता है अर्थात् वायु तथा ऑक्सीजन के साथ उच्च ताप पर भी इसके तेज (चमक) में कोई गलीनता नहीं आती है।
- यह एकमात्र ऐसी उत्कृष्ट धातु है, जो सामान्यतया अम्ल द्वारा अप्रभावित रहती है, किन्तु अम्लराज (Aqua Regia) में घुलकर यह क्लोरो-ऑरिक अम्ल (H_3AuCl_4) बनाता है।
- सोना का उपयोग मुद्रा तथा आभूषण बनाने में, स्वर्ण-विद्युत्लेपन तथा स्वर्ण-पत्र चढ़ाने में किया जाता है।
- कोलॉयडो स्वर्ण कॉच एवं चीनी उद्योग में प्रयुक्त होता है।
- स्वर्ण की पतली पन्तियों के प्रयोग छपाई तथा औषधियों में किए जाते हैं।
- स्वर्ण को कठोर बनाने के लिए कॉपर मिलाया जाता है।
- रोल्ड-गोल्ड सोना का कृत्रिम रूप है।
- इसमें 90% Cu और 10% Al होते हैं।
- यह देखने में सोना-जैसा प्रतीत होता है।
- इसका उपयोग आभूषण बनाने में होता है।

सोने की शुद्धता (Purity of Gold)—

- सोने की शुद्धता की माप कैरेट (Carate) में की जाती है।
- शुद्ध सोना 24 कैरेट का होता है।
- 22 कैरेट के सोना में 22 भाग सोना तथा 2 भाग कॉपर मिला होता है।

- इसी प्रकार 20 कैरेट में 20 भाग सोना तथा 4 भाग कॉपर मिला होता है।
- सर्प-विषरोधी सुई (Antidote for Snake Poisoning) बनाने में ऑरिक क्लोराइड का प्रयोग किया जाता है।

पारा (Mercury) —

- संकेत—Hg, परमाणु संख्या—80, परमाणु-भार—200.59
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$
- आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table) — वर्ग—IIIB, आवर्त—छठा, ब्लॉक—d-ब्लॉक।
- पारा का निष्कर्षण सिनेबार (HgS) अयस्क से किया जाता है।
- प्रकृति में पारा मुक्त अवस्था में चट्टानों में छोटी-छोटी गोलियों के रूप में पाया जाता है।
- यह मुख्यतया अमेरिका, चीन, स्पेन, रूस, इटली, आदि देशों में पाया जाता है।
- पारा चमकदार चाँदी के समान सफेद एक धातु है, जो साधारण ताप पर द्रव-अवस्था में रहता है।
- यह सबसे भारी द्रव है, जिसका आपेक्षिक घनत्व 13.6 है।
- पारा -39°C पर जमता है तथा 359°C पर उबलता है।
- यह विद्युत् तथा ऊष्मा का सुचालक है।
- साधारण ताप पर शुष्क एवं आर्द्र दोनों ही स्थितियों में लगभग अक्रियाशील यह धातु (पारा) 300°C पर गर्म होकर और धीरे-धीरे ऑक्सीकृत होकर मरक्यूरिक ऑक्साइड बनाता है।
- अस्थायी होने के कारण मरक्यूरिक ऑक्साइड पुनः पारा में टूट जाता है।
- धातुओं से अभिक्रिया करके यह मिश्रधातु के रूप में अमलगम का निर्माण करता है।
- पारा पर जल और क्षार का कोई प्रभाव नहीं पड़ता है।
- यह तनु तथा सान्द्र HNO_3 से अभिक्रिया करता है।
- यह अम्लराज से घुलकर मरक्यूरिक क्लोराइड बनाता है।
- यह गंधक से अभिक्रिया कर मरक्यूरिक सल्फाइड (HgS) तथा क्लोरीन से अभिक्रिया कर मरक्यूरिक क्लोराइड (HgCl_2) बनाता है।
- पारा का उपयोग बैरोमीटर, थर्मामीटर एवं अन्य यंत्रों और उपकरणों के निर्माण में किया जाता है।
- धातुओं के अमलगम बनाने में तथा कास्टिक सोडा के निर्माण में इसका उपयोग किया जाता है।
- इन सभी के अतिरिक्त पारे का उपयोग सोना और चाँदी के निष्कर्षण, जल में विलेय गैसों के एकीकरण तथा लैणों के निर्माण में किया जाता है।
- सोडियम एवं ऐलुमिनियम के अमलगम का प्रयोग जल की उपस्थिति में ऑक्सीकारक के रूप में किया जाता है, जबकि कॉपर, जस्ता, रजत, स्वर्ण और कैडमियम के अमलगम का प्रयोग दंतसाजी में किया जाता है।
- इसी प्रकार टिन के अमलगम का प्रयोग दर्पण बनाने में किया जाता है।

पोटेशियम (Potassium) —

- संकेत—K, परमाणु-संख्या—19, परमाणु-भार—39.10
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास— $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 s^1$
- आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table) — वर्ग—IA, आवर्त—चतुर्थ, ब्लॉक—s-ब्लॉक।
- पोटेशियम का निष्कर्षण पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड (KOH) के विद्युत्-विच्छेदन (Electrolysis) द्वारा होता है।
- सोडियम के समान अति सक्रिय होने के कारण यह स्वतंत्र अवस्था में नहीं पाया जाता है।
- संयुक्त अवस्था में ही प्रकृति में उपलब्ध है।
- पोटेशियम सोडियम के समान चाँदी-जैसा श्वेत चमकदार मुलायम धातु है।
- इसके आपेक्षिक घनत्व—0.86, गलनांक— 62.04°C तथा क्वथनांक 762°C है।

- उच्च ताप पर यह हरे रंग का वाष्प देता है।
- शुद्ध और शुष्क वायु से प्रभावहीन अथवा निष्क्रिय यह धातु सामान्य वायु से दुष्प्रभावित होकर अपनी चमक खो देती है।
- सोडियम के समान गुण रहते हुए भी यह सोडियम से ज्यादा क्रियाशील है।
- सोडियम के साथ यह पारे के सदृश द्रवित मिश्रधातु बनाता है, जिसका उपयोग उच्च तापमापी थर्मामीटर में किया जाता है।
- इसके अलावा इसका प्रकाश-सेलों में व्यवहार किया जाता है।

पोटेशियम के यौगिक (Compounds of Potassium) —

1. पोटेशियम सल्फेट (K_2SO_4)
 2. पोटेशियम नाइट्राइट (KNO_2)
 3. पोटेशियम नाइट्रेट [(नाइट्र शंकर) KNO_3]
 4. पोटेशियम हेलाइड (KCl, KBr)
 5. पोटेशियम क्लोरेट (KClO_3)
 6. पोटेशियम आक्साइड (K_2O)
 7. पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड (KOH)
 8. पोटेशियम डाइऑक्साइड (KO_2) आदि।
- औषधि, बारूद एवं ठंढक के निर्माण में, प्रशीतन में तथा प्रयोगशाला में इसका उपयोग होता है।

पोटेशियम सायनाइड (KCN)

- पोटेशियम सायनाइड (KCN) प्राणघातक और सबसे तीक्ष्ण हर है, जिसके प्रयोग से अल्प समय में ही मृत्यु हो जाती है।
- यह श्वेत चूर्ण-जैसा होता है, जो जल में विलेय है।
- इसका गलनांक 634.5°C होता है।
- इसका उपयोग सोना और चाँदी के निष्कर्षण तथा विद्युत् लेपन में किया जाता है।

दुर्लभ धातुएँ (Rare Earth Metals) —

- आवर्त-सारणी के अंतर्गत बेरियम और हैफनियम के बीच के घे 5 तत्व, जिनके परमाणु भार भिन्न-भिन्न होते हैं, को पहले दुर्लभ मृदा-तत्व कहा गया।
- मैंडलीफ के अनुसार इनका स्थान निर्धारित करना कठिन था।
- बाद में इन्हें लैंथेनम साइश्य गुणों के कारण लैंथेनाइड्स कहा गया और इन्हें अलग से स्थानापन्न किया गया।
- दुर्लभ धातुएँ प्रकृति में सामान्यतया निर्बल सान्द्रण में पाई जाती हैं तथापि ये कई खनिजों के मिश्रण के रूप में उच्च सान्द्रण पर भी मिलती हैं।
- अपने सामान्य गुणों के कारण दुर्लभ मृदाओं का प्रयोग काँच, सेरामिक प्रकाश-व्यवस्था एवं धात्विक अभिकर्मकों में किया जाता रहा है।
- मृदा-धातु (लैंथेनम) का प्रयोग अशुद्ध तेलों (पेट्रोलियम) के भंजन में उत्प्रेरक के रूप में किया जाता है।
- इसी प्रकार वाई०ए०जी० का प्रयोग ज्वेलरी उद्योग में नकली हीरों के लिए किया जाता है।
- वर्तमान में दुर्लभ मृदा-धातुएँ भूगर्भशास्त्रियों, खगोलवेत्ताओं, ब्रह्माण्डवेत्ताओं के आकर्षण बिंदु बन गई हैं।

कुछ प्रमुख यौगिकों के गुण और उपयोग (Properties and Uses of Some Important Compounds)

1. जिंक सल्फेट या श्वेत कसीस (White Vitriol) — इसे सफेद थोथा भी कहते हैं। इसका रासायनिक सूत्र $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ होता है। इसका उपयोग लिथोपोन के निर्माण में तथा कैंलिकों छपाई एवं रंगाई में होता है।
2. फेरस सल्फेट (Ferrous Sulphate) — फेरस सल्फेट ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) को हरा कसीस या ग्रीन विट्रिऑल (Green Vitriol) भी

कहते हैं। यह हल्के रंग का उत्फुल्ल रवा होता है। इसका उपयोग स्याही बनाने में, मोहर लवण (Mohr's Salt) बनाने में एवं रंग-उद्योग में होता है।

3. **बोरेक्स (Borex)**—सोडियम टेट्राबोरेट डेकाहाइड्रेट ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) को सुहागा या बोरेक्स कहते हैं। यह श्वेत क्रिस्टलीय ठोस है, जो जल में विलेय है। काँच, साबुन एवं मोगबत्ती के उद्योग में, जल को मृदा करने में, चमड़ा उद्योग में तथा कागज एवं सेरामिक की वस्तुओं पर ग्लेज करने में इसका उपयोग होता है।
4. **फिटकरी (Alum)**—इसका रासायनिक सूत्र $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ होता है। इसमें 24 रवा-जल होते हैं। इसका उपयोग कठोर जल को मृदु बनाने में तथा औषधि-निर्माण में होता है।
5. **सफेदा (White Lead)**—यह क्षारीय लेड कार्बोनेट है। इसका आण्विक सूत्र $[\text{2PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2]$ होता है। इसका उपयोग महत्वपूर्ण श्वेत पेंट बनाने में किया जाता है।
6. **प्लास्टर ऑफ पेरिस (Plaster of Paris)**—अर्द्धजलयोजित (Semi-hydrate) कैल्सियम सल्फेट को सामान्यतः 'प्लास्टर ऑफ पेरिस' कहते हैं। यह जिप्सम ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) को 120°C तक गर्म करके बनाया जाता है।

$2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{\Delta} (\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$
मूर्तियाँ, खिलौने, दलाई के साँचे, ब्लैकबोर्ड, चॉक, अग्निरोधी पदार्थ बनाने में तथा हड्डी टूट जाने पर प्लास्टर ऑफ पेरिस लगाने में इसका उपयोग होता है।

7. **जिप्सम (Gypsum)**—डाइहाइड्रेट कैल्सियम सल्फेट ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) को जिप्सम कहते हैं। यह प्रकृति में अधिक मात्रा में पाया जाता है। इसे एलाबास्टर अथवा सीलेनाइट भी कहा जाता है। जल में विलेयता 40°C तापमान तक बढ़ाने पर बढ़ती है, इसके बाद और ताप बढ़ाने पर घटती है। यह प्लास्टर ऑफ पेरिस के निर्माण में काम आता है।

8. **ब्लीचिंग पाउडर (Bleaching Powder)**—ब्लीचिंग पाउडर का रासायनिक सूत्र CaOCl_2 है। इसे विरंजक चूर्ण भी कहते हैं। बुझे हुए चूने पर क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर यह प्राप्त होता है। इसका उपयोग सूती वस्त्र और कागज की लुगदी आदि के रंग उड़ाने में, पीने के जल को शुद्ध करने में तथा कार्बनिक रसायन में उपचारक के रूप में होता है।

9. **बेकिंग सोडा (Baking Soda)**—सोडियम-हाइड्रोजन कार्बोनेट (NaHCO_3) का दूसरा नाम बेकिंग सोडा है। सोडियम कार्बोनेट का उपयोग बेकिंग पाउडरों को बनाने में, केक, पावरोटी आदि के बनाने में होता है।

10. **सिन्दूर (Red lead)**—यह ट्राइप्लम्बिक टेट्रा ऑक्साइड (Pb_3O_4) है। इसका रंग लाल होता है। इसका उपयोग काँच उद्योग, लाल पेंट एवं दियासलाई के निर्माण में होता है।

11. **वाशिंग सोडा (Washing Soda)**—या धोवन सोडा ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)—
यह रौंदा अथवा टोनों के रूप में मिट्टियों में पाया जाता है। यह हवा में कठोर अनारद्र लवण के श्वेत चूर्ण के रूप में है। इसके इस गुण को उत्फुल्लन (Efflorescence) कहते हैं। यह एक क्षारीय यौगिक है, जिसका उत्पादन मुख्यतः साल्वे विधि से तथा विद्युत-अपघटन विधि से किया जाता है। इसका उपयोग घरेलू कार्यों में सफाई के लिए, साबुन, काँच, कागज और दाहक सोडा के प्रतिकारक के रूप में प्रयुक्त होता है।

12. **कास्टिक सोडा (Caustic Soda) या दाहक सोडा (NaOH)**—सोडा लाइम विधि से विद्युत-अपघटन द्वारा बनाया जाने वाला यह सोडा अति संक्षारक, श्वेत आर्द्रताग्राही ठोस, SO_2 एवं CO_2 का अवशोषक तथा जल एवं ऐल्कोहॉल में विलेय, किन्तु ईथर में अविलेय है। अम्लों को उदासीन करने के साथ-साथ यह लवण देता है। अमोनिया लवणों से यह अमोनिया को मुक्त करता है। प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में, साबुन, कागज एवं कृत्रिम रेशे के निर्माण में तथा बॉक्साइट के शुद्धिकरण में सोडियम तथा पोटेशियम पदार्थों के शुद्धिकरण एवं विरंजन में इसका उपयोग होता है।

धातु विज्ञान : महत्वपूर्ण तथ्य एक नजर में

- यह धातु जो ऊष्मा का सर्वाधिक चालक होती है — चांदी
- धातुओं में सर्वाधिक कम ऊष्मा चालक है — रतियम
- धातुएं विद्युतः होती हैं — धातुत्वक
- धातुएं इलेक्ट्रॉन प्रदान करती हैं, अतः ये ऋण होती हैं — अच्छे अवकारक
- अधातुएं सामान्यतया ऋण होती हैं, अच्छे — ऑक्सीकारक
- धातुओं के ऑक्साइड होते हैं — आम्लिक, Al, Zn तथा Pb धातु का ऑक्साइड उभयगुणी होता है। NO , N_2O , H_2O उदासीन होता है।
- अधातुओं के ऑक्साइड होते हैं — प्रार्षिक
- यह धातु जिसकी क्रियाशीलता सर्वाधिक पायी जाती है — सोडियम

धातु एवं अधातु में अंतर

(Distinction between Metals & Non-Metals)

धातुएं (Metals)	अधातुएं (Non-Metals)
<ul style="list-style-type: none"> • धात्विक चमक पायी जाती है • ऊष्मा एवं विद्युत की सुचालक (अपवाद-सीसा)। • आघातवर्त्य (Malleable) एवं तन्य (Ductile)। • घनत्व उच्च होते हैं • ये इलेक्ट्रॉन प्रदान करते हैं, $[\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ e^-]$ • ऑक्साइड आम्लिक (Basic) होते हैं। • साधारणतः अम्लों के साथ प्रतिक्रिया कर लवण बनाती हैं तथा H_2 गैस निकलती है। • विद्युत धनात्मक होती है। 	<ul style="list-style-type: none"> • कोई चमक नहीं। अपवाद—ग्रेफाइट आयोडीन आदि। • ऊष्मा तथा विद्युत की कुचालक। • आघातवर्त्य या तन्य नहीं (Elastic sulphur आघातवर्त्य होती है)। • घनत्व निम्न होते हैं। • इनमें इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करने अतः अच्छे अवकारक हैं की क्षमता होती है, अतः अच्छे ऑक्सीकारक होते हैं— $[\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-]$ अपवाद—H, C & P. • ऑक्साइड अम्लीय (Acidic) होते हैं। • अम्लों के साथ प्रतिक्रिया कर लवण तथा हाइड्रोजन नहीं बनाते हैं। • विद्युत ऋणात्मक होती हैं। (अपवाद—हाइड्रोजन)

- सबसे कम क्रियाशीलता होती है — सोने को प्लैटिनम
- वह धातु जो हाइड्रोजन का अवशोषण कर लेती है — पैलेडियम
- सोडियम धातु को क्रियाशीलता से बचाने हेतु उसे सामान्यतया डुबा कर रखा जाता है — किरासन तेल
- आसानी से पिघल सकने वाली धातुओं को शुद्ध किया जा सकता है — द्रवण
- हेमेटाइट (Fe_2O_3) से लोहा प्राप्त करने हेतु उपयोग किया जाता है — ऑक्सीकरण
- स्टेनलेस स्टील पर जंग — नहीं लगता है
- लोहे पर जंग लगने हेतु जिन दो चीजों की जरूरत होती है, वे हैं — नमी एवं O_2
- जंग में पाया जाता है — फेरस हाइड्राक्साइड
- वह धातु है, जो एक ऐसे विशालन प्रक्रम द्वारा प्राप्य है, जिसमें सोडियम सायनाइड का एक विलयन प्रयुक्त होता है — सिल्वर
- जर्मन सिल्वर तत्वों की मिश्रधातु है — Cu, Zn तथा Ni की
- भारत में बनी स्टील में से दो तत्व होते हैं — Mn व Cr
- सोडियम, लीथियम की अपेक्षा जल से तीव्र क्रिया करता है — अधिक धन विद्युतीय होने के कारण
- रेफ्रिजरेटर में प्रयोग किया जाता है — अमोनिया
- चैलकोपाइराइट प्रमुख अयस्क होता है — तांबे का
- मुद्रा धातुओं के गुण के समान होते हैं — संक्रमण तत्व के समान

शुष्क अमोनिया प्रवाह में सोडियम धातु को गर्म करने पर प्राप्त होता है —सोडियम एमाइड
लेड एवं आयरन में से मरकरी को किस धातु के पात्र में रखा जा सकता है —आयरन के
फोटोग्राफी में काम आने वाली प्लेट तथा फिल्मों का आवश्यक अवयव कौन सा है —AgBr
सिल्वर, तनु सोडियम साइनाइड विलयन में घुल कर बनाती है —सोडियम अर्जेंटो साइनाइड
फेन प्लवन प्रक्रम प्रयुक्त होता है —सल्फाइड अयस्क के अधिक एलुमिना का सीमेंट शीघ्र जमता है —हां
18 कैरेट सोने में सोने की प्रतिशतता होता है —75 प्रतिशत लोथियम धातु हल्की होती है या भारी —हल्की
सीमेंट का जमना अभिक्रिया कहलाती है —ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया
प्लास्टर ऑफ पेरिस संयुक्त होकर कड़ा हो जाता है —जल से अमलगम मिश्र धातु में अवयव आवश्यक रूप से शामिल होता है —मर्करी
जिंक का सल्फाइड अयस्क प्रक्रम द्वारा सांद्रीकृत किया जाता है —फेन प्लवन प्रक्रम द्वारा
एलुमिना कुचालक होता है —विद्युत का जल सिलिकेट पर कांच कहलाता है —केवल Na सिलिकेट पर
क्रायोलाइट है —सोडियम एल्युमिनियम फ्लूओराइड जर्मेनियम धातु का महत्वपूर्ण अंग है —ट्रांजिस्टर का
शुष्क अग्निशामकों में भूरा होता है —रेत तथा बेकिंग सोडा वह धातु जो अपररूपता प्रदर्शित करती है —टिन
जीवाणु आणविक नाइट्रोजन को परिणत कर देते हैं —अमोनिया में हेबर प्रक्रम एक प्रमुख विधि है —नाइट्रोजन यौगिकीकरण की

अम्ल, भस्म एवं लवण (Acid, Base and Salt)

रसायन में यौगिक का एक महत्वपूर्ण वर्ग होता है जो निम्न है। अम्ल, क्षार तथा लवण। ये प्रायः आयनिक यौगिक होता है।

अम्ल (Acid) —

यह ऐसा यौगिक है जिसमें विस्थापनशील हाइड्रोजन-परमाणु होता है। परन्तु यह क्षार से अभिक्रिया कर लवण एवं जल बनाता है तथा आरहेनियस के अनुसार अम्लीय घोल में हाइड्रोजन आयन (H^+) देता है। जैसे-हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl), सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4) आदि।

यह एक जोड़े इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण करने की क्षमता रखता है।

ये प्रायः स्वाद में खट्टे होते हैं।

इसका pH मान 7 से कम होता है।

अच्छे एवं प्रबल अम्ल विद्युत् के सुचालक होते हैं।

अम्ल, धातु से क्रिया करके हाइड्रोजन गैस मुक्त करते हैं।

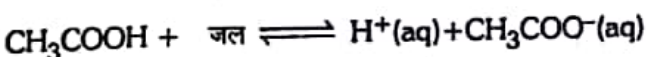
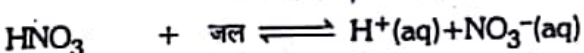
यह भस्म एवं क्षार से प्रतिक्रिया करके लवण और जल बनाता है।

यह नीले लिटमस पत्र तथा मिथाइल ऑरेंज को लाल कर देता है।

अम्ल सम्बन्धी आधुनिक विचारधाराएँ (Modern Concept of Acid) —

1. आरहेनियस का आयनिक सिद्धांत (Arrhenius's Ionic Theory) —

अम्ल वह पदार्थ है, जो जल में घुलकर हाइड्रोजन आयन (H^+) देता है। उदाहरण —



2. **ब्रॉन्स्टेड-लोरी का सिद्धांत (Bronsted and Lowry's concept) —**
इनके अनुसार अम्ल वह पदार्थ है, जो किसी दूसरे पदार्थ को प्रोटोन प्रदान करने की क्षमता रखता है।
जैसे- HNO_3 , CH_3COOH , H_2SO_4 आदि अम्ल हैं, जो प्रोटोन प्रदान करने की क्षमता रखता है।



अम्ल, भस्म या क्षार से अभिक्रिया करके लवण तथा जल देता है।

यह नीले लिटमस पत्र तथा मिथाइल ऑरेंज को लाल कर देता है।

यह धातु से क्रिया करके हाइड्रोजन गैस मुक्त करता है।

सबसे अधिक प्रबलता वाला अम्ल HCl होता है तथा निम्न प्रबलता वाला अम्ल CH_3COOH

जब कपड़े में जंग का धब्बा लगता है तो उसे हटाने के लिए ऑक्जेलिक अम्ल का प्रयोग किया जाता है।

वैसे अम्ल जिसमें हाइड्रोजन एवं ऑक्सीजन दोनों उपस्थित रहते हैं उसे ऑक्सी अम्ल (Oxy Acid) कहा जाता है। जैसे — नाइट्रिक अम्ल (HNO_3), H_2SO_4

जिस अम्ल में केवल हाइड्रोजन उपस्थित रहता है उसे हाइड्रॉ अम्ल कहते हैं। जैसे — HCl

यौगिकों में H उपयनिष्ठ होने के कारण एसिटिक अम्ल, फॉर्मिक अम्ल, नाइट्रिक अम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, सल्फ्यूरिक अम्ल एवं कार्बोनिक अम्ल ये सभी अम्ल के श्रेणी में आते हैं।

लिविस का इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत (Lewis's Electronic Theory) —

इस सिद्धांत के अनुसार अम्ल वह पदार्थ (अणु, आयन या मूलक) है, जिसमें इलेक्ट्रॉन का एक निर्जन युग्म (Lone Pair) स्वीकार करने की प्रवृत्ति होती है।

उदाहरण—कैल्सियम ऑक्साइड (CaO) और सल्फर ट्राइऑक्साइड (SO_3) के संयोग से कैल्सियम सल्फेट ($CaSO_4$) का निर्माण होता है। इसमें SO_3 लिविस अम्ल है।

नोट : सामान्यतः सभी धनायन लिविस अम्ल होते हैं।

अम्लों का वर्गीकरण (Classification of Acids) —

अम्ल दो प्रकार के होते हैं—

1. **ऑक्सी अम्ल (Oxy Acids) —**जिन अम्लों में हाइड्रोजन एवं ऑक्सीजन दोनों उपस्थित रहते हैं, उन्हें ऑक्सी अम्ल कहते हैं। जैसे—सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4), फॉस्फोरिक अम्ल (H_3PO_4) नाइट्रस अम्ल (HNO_2) आदि।
2. **हाइड्रो अम्ल (Hydro Acids) —**जिन अम्लों में केवल हाइड्रोजन उपस्थित रहता है, हाइड्रो अम्ल कहलाता है। हाइड्रो अम्ल में ऑक्सीजन अनुपस्थित रहता है। जैसे—हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl), हाइड्रोब्रोमिक अम्ल (HBr), हाइड्रोआयोडिक अम्ल (HI), हाइड्रोसायनिक अम्ल (HCN) आदि।
नाइट्रिक अम्ल का प्रयोग सोना एवं चाँदी के शुद्धिकरण में किया जाता है।
वैसे अम्ल जिसमें H^+ आयन उत्पन्न करने की प्रवृत्ति अधिक होती है उसे प्रबल अम्ल कहते हैं। जैसे— H_2SO_4 तथा HCl का खाना पचाने में प्रयोग होता है।
वनस्पतियों तथा जंतुओं से प्राप्त अम्लों को कार्बोनिक अम्ल कहते हैं। कार्बोनिक अम्ल रंगहीन या उजला ठोस होता है।
शुद्ध खनिज अम्ल रंगहीन द्रव होता है।
सभी सांद्र खनिज अम्ल संक्षारक होते हैं।
अल्प कार्बोनिक अम्ल तथा सांद्र खनिज अम्ल तीव्र गंधवाला होता है।

खाने योग्य कुछ अम्ल :

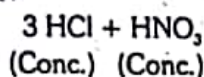
इमली	→	टार्टरिक अम्ल
दूध	→	लैक्टिक अम्ल
सिरका एवं अचार	→	एसिटिक अम्ल
नींबू एवं नारंगी	→	साइट्रिक अम्ल
सेब	→	मैलिक अम्ल
सोडावाटर एवं अन्य पेय पदार्थ	→	कार्बोनिक अम्ल

कुछ अम्लों के उपयोग :

1. नाइट्रिक अम्ल (HNO_3) → फोटोग्राफी, उर्वरक तथा विस्फोटक पदार्थ निर्माण में
2. फॉर्मिक अम्ल (HCOOH) → फलों के संरक्षण, रबर स्कंदन तथा चमड़ा उद्योग में।
3. बेंजोइक अम्ल ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) → दवा तथा खाद्य पदार्थों के संरक्षण में।
4. सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4) → संचायक बैटरी तथा पेट्रोलियम के शोधन में।
5. एसोर्टिक अम्ल (CH_3COOH) → सिरका निर्माण में
6. हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl) → प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में, अम्लराज बनाने में, रंग एवं औषधि निर्माण में आदि।
7. ऑक्जेलिक अम्ल ($\text{COOH}_2\cdot\text{COOH}$) → फोटोग्राफी में, कपड़ों की छपाई में व रंगाई में, चमड़े के विरंजक के रूप में, कपड़े पर स्याही के धब्बे को हटाने में आदि।

अम्लराज (Aqua Regia) —

- अम्लराज के संबंध में ए० के० उह रीजी (A.K. Wuh Reejee) ने सर्वप्रथम जानकारी दी। यह 3 भाग सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक अम्ल तथा एक भाग सान्द्र नाइट्रिक अम्ल का मिश्रण है।



अम्लराज

- यह धातुई रसायन का एक प्रमुख अवयव है, क्योंकि सोना (Gold) तथा प्लैटिनम (Platinum) जैसी धातुएँ इसमें घुल जाती हैं।
- अम्लराज (Aqua Regia) एक लैटिन शब्द है, जिसका अर्थ होता है 'रॉयल वाटर (Royal Water)'।
- इस मिश्रण का यह नाम इसलिए दिया गया, क्योंकि यह सोना को भी घुला सकता है।
- कभी-कभी इसे रॉयल धातु (Royal Metal) भी कहा जाता है।

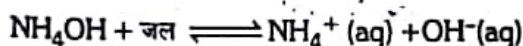
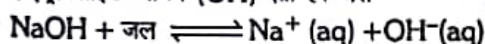
भस्म (Base) —

- भस्म वह यौगिक है जो जलीय विलयन में हाइड्रॉक्साइड आयन देता है।
- इसमें एक या एक से अधिक विस्थापनशील हाइड्रॉक्सी (OH^-) समूह रहता है।
- यह अम्ल से प्रतिक्रिया कर लवण एवं जल का निर्माण करता है।
- इसमें एक जोड़ा इलेक्ट्रॉन को त्यागने की प्रवृत्ति होती है।
- जैसे भस्म जो जल में घुलनशील होता है, क्षार (Alkali) कहलाता है।
- यह लाल लिटमस को नीला तथा मिथाइल ऑरेंज को पीला करता है।
- भस्म का स्वाद तीखा एवं कड़वा होता है, यह साबुन जैसा मुलायम होता है।
- प्रबल भस्म विद्युत का सुचालक होता है।
- क्षार का pH मान 7 से अधिक होता है।
- यह धातु का ऑक्साइड एवं हाइड्रॉक्साइड दोनों होता है।

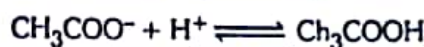
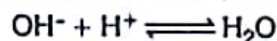
Note : सभी क्षार भस्म होते हैं लेकिन सभी भस्म क्षार नहीं होते हैं क्योंकि सभी भस्म जल में घुलनशील नहीं होते हैं।

भस्म संबंधी आधुनिक विचारधाराएँ (Modern Concepts of Bases) —

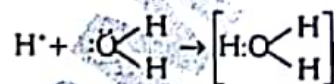
- (a) आरहेनियस का आयनिक सिद्धांत (Arrhenius's Ionic Theory) — इस सिद्धांत के अनुसार भस्म वे पदार्थ हैं, जो घोल में हाइड्रॉक्साइड आयन (OH^-) देता है। जैसे —



- (b) ब्रान्स्टेड-लोरी का सिद्धांत (Bronsted Lowry Theory) — इस सिद्धांत के अनुसार भस्म वह पदार्थ है, जो किसी दूसरे पदार्थ से प्रोटोन ग्रहण करने की क्षमता रखता है। जैसे—



- (c) लिविस का इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत (Lewis's Electronic Theory) — इस सिद्धांत के अनुसार भस्म वह पदार्थ है, जिसमें इलेक्ट्रॉनों के एक निर्जन जोड़ी (lone Pair) प्रदान करने की क्षमता होती है। जैसे— हाइड्रोनियम आयन का बनना।



यहाँ H_2O लिविस भस्म है।

- अम्ल से प्रतिक्रिया करके लवण तथा जल देता है।
- क्षार लाल लिटमस को नीला तथा मिथाइल ऑरेंज को पीला कर देता है।
- क्षार में तेल और गंधक को घुला लेने की क्षमता होती है।
- क्षार कार्बनिक पदार्थों को नष्ट कर देते हैं।
- क्षार फिनॉल्फथैलीन को गुलाबी कर देता है।
- लवण के घोल में डाले जाने पर क्षार प्रायः धातु के हाइड्रॉक्साइड को अवक्षेपित कर देते हैं।

भस्म के निम्न उपयोग हैं :

1. कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] — गाढ़ एवं प्लास्टर बनाने में ब्लीचिंग पाउडर बनाने में, चमड़े के ऊपर बाल साफ करने में, मिट्टी की अम्लीयता दूर करने में।
2. पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड (KOH) — नहाने वाला साबुन बनाने में।
3. मैग्नीशियम हाइड्रॉक्साइड अथवा मिल्क ऑफ मैग्नेशिया [$\text{Mg}(\text{OH})_2$] — अम्ल विषाक्तिकरण पेट कि अम्लीयता दूर करने में, विषहर के रूप में, चीनी उद्योग, आदि में।
4. कार्बोस्टिक सोडा [$\text{Na}(\text{OH})$] — साबुन बनाने में, कपड़ा एवं कागज निर्माण में घरों एवं कारखानों को साफ करने में।

भस्म मुख्यतः दो प्रकार के होते हैं —

- (i) जल में विलेय (Alkali) — जैसे भस्म जो जल में विलेय है, भस्म कहलाता है, जैसे — पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड (KOH)। यह लाल लिटमस पत्र को नीला कर देता है, परन्तु इसका स्वाद कड़वा होता है।
- (ii) जल में अविलेय भस्म (Water Insoluble bases) — जल में अघुलनशील क्षार-अम्ल के साथ अभिक्रिया करके लवण तथा जल बनाते हैं, लेकिन क्षार के अन्य गुणों को नहीं दर्शाते हैं। जैसे — ZnO , Al_2O_3 आदि।

भस्मों व क्षारों के उपयोग (Uses of Bases and Alkali)

- (i) कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड [$\text{Ca}(\text{OH})_2$] — घरों में चूना पोतने, गाढ़ एवं प्लास्टर बनाने में, ब्लीचिंग पाउडर (विरंजक चूर्ण) बनाने में, जल को मृदु बनाने में, अम्ल के जलन पर मरहम पट्टी करने में, चमड़ा के ऊपर का बाल साफ करने में, मिट्टी की अम्लीयता दूर करने में आदि।
- (ii) कार्बोस्टिक सोडा (NaOH) — साबुन बनाने में, पेट्रोलियम के शुद्धिकरण में, कपड़ा एवं कागज बनाने में, दवा निर्माण में, घरों एवं कारखानों को साफ करने में आदि।
- (iii) पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड (KOH) — प्रयोगशाला में प्रतिकर्मक के रूप में, मुलायम साबुन के निर्माण में, CO_2 तथा SO_2 जैसे गैसों के अवशोषक के रूप में आदि।
- (iv) कैल्शियम ऑक्साइड (CaO) — मकान बनाने में गारे के रूप में, कार्बोस्टिक सोडा के निर्माण में, सोडियम कार्बोनेट के निर्माण में, ब्लीचिंग पाउडर के निर्माण में आदि।

- (v) **मैग्नीशियम हाइड्रोऑक्साइड** $[Mg(OH)_2]$ —पेट की अम्लीयता को दूर करने में, अम्ल विषाक्तिकरण (Poisoning) के एंटीडोट (Antidote) के रूप में, चीनी उद्योग में, मोलासिस से चीनी तैयार करने में आदि।
- (vi) **मैग्नीशियम ऑक्साइड** (MgO) —औषधि निर्माण में, रबड़ पूरक के रूप में, बायलरों के प्रयोग में आदि।

लवण (Salt)—

- वे पदार्थ जो अम्ल तथा क्षारों से मिलकर बनते हैं, लवण कहलाते हैं।
- इसमें जल का भी निर्माण होता है।
जैसे— $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
- लवण के बहुत से प्रकार हैं—
- (i) **सामान्य लवण (Normal Salts)**—किसी अम्लीय अणु से हाइड्रोजन परमाणुओं पूर्णतः स्थानान्तरण द्वारा निर्मित लवण को सामान्य लवण कहते हैं। दूसरे शब्दों में, वे लवण जो अम्लीय हाइड्रोजन परमाणु या हाइड्रॉक्सिल आयन से मुक्त रहते हैं, सामान्य लवण कहलाते हैं। जैसे— Na_2SO_4 , $CaSO_4$, Na_3PO_4 , Na_2S , $NaCl$, KCl , $FeCl_3$ आदि में।
- (ii) **अम्लीय लवण (Acidic Salts)**—वैसे लवण जिसमें एक या एक से अधिक स्थानान्तरण योग्य हाइड्रोजन परमाणु बने रहते हैं, अम्लीय लवण कहलाते हैं। जैसे— $NaHCO_3$, $NaHSO_4$ आदि।
- (iii) **भस्मिक लवण (Basic Salts)**—किसी अम्ल द्वारा भस्म के आंशिक उदासीनीकरण के फलस्वरूप बने हुए लवण को भस्मिक लवण कहते हैं। जैसे— $Pb(OH)Cl$, $Bi(OH)_2NO_3$, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$, $Mg(OH)Cl$ आदि।
- (iv) **मिश्रित लवण (Mixed Salts)**—वैसे लवण जिसमें एक से अधिक भस्मिक या अम्लीय मूलक उपस्थित हो, मिश्रित लवण कहलाते हैं। जैसे— सोडियम पोटैशियम सल्फेट $(NaKSO_4)$, विरंजक चूर्ण $[Ca(OCl)Cl]$ आदि।
- (v) **द्विक या युग्म लवण (Double Salts)**—दो सामान्य लवणों से निर्मित लवण को द्विक या युग्म लवण कहते हैं। इसमें रवा जल (Water of Crystallisation) भी रहता है। द्विक लवण जल में घुलकर दो प्रकार के घातु आयन निर्गत करते हैं। जैसे— मोहर लवण $[FeSO_4(NH_4)_2 \cdot SO_4 \cdot 6H_2O]$, पोटाश एलम $[K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O]$ आदि।
- (vi) **जटिल लवण (Complex Salt)**—वैसा लवण जिसमें एक जटिल मूलक उपस्थित रहता है और जो घोल में भी अपना पृथक् अस्तित्व बनाये रखता है, जटिल लवण कहलाता है। जैसे— पोटैशियम फेरोसायनाइड— $K_4[Fe(CN)_6]$, पोटैशियम मरक्यूरिक आयोडाइड— $K_2[HgI_4]$, डाइएमिनो सिल्वर क्लोराइड— $[Ag(NH_3)_2]Cl$ आदि।
- निर्देशक अथवा सूचक की अल्प मात्रा ही उदासीनीकरण अभिक्रिया में प्रयुक्त होती है।

pH स्केल

- pH स्केल एक मापदंड स्केल है।
- pH स्केल का प्रयोग अम्लीयता या क्षारीयता के स्पष्टीकरण के लिए किया जाता है।
- जिस पदार्थ का pH मान 7 से कम होता है, अम्लीय होता है। pH मान 7 से अधिक होने पर क्षारीय कहलाता है।
- शुद्ध जल का pH मान 7 हो तो pH का रेंज 0 से 14 होता है।
- pH का मान प्रदर्शन सोरेन्सन ने 1909 ई० में pH स्केल बनाया।
- कुछ ऐसे पदार्थ जिसका pH मान निर्धारित किया गया है :

पदार्थ	pH मान	पदार्थ	pH मान
नींबू	2.2	शराब	2.8
मूत्र	6	समुद्री जल	8.4
सिरका	2.4	दूध	6.4
लार	6.5	रक्त	7.4

- कुछ लवण के प्रमुख उपयोग हैं—
- 1. **कॉपर सल्फेट** $(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ —कीटानुनाशक तथा रंगाई एवं छपाई में।
- 2. **पोटाश एलम (फिटकरी)** $[K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O]$ —जल शुद्धिकरण औषधि, रंगाई में।
- 3. **सोडियम कार्बोनेट** $[(Na_2CO_3) \cdot 10H_2O]$ —अपमार्जक के निर्माण में काँच, कास्टिक सोडा बनाने में आदि।
- 4. **सोडियम बाइकार्बोनेट** $(NaHCO_3)$ —बेकिंग पाउडर बनाने में, अग्निशामक यंत्र में।
- 5. **पोटैशियम नाइट्रेट** (KNO_3) —उर्वरक के रूप में आतिशबाजी का सामान, गन पाउडर निर्माण में।
- 6. **सोडियम क्लोराइड** $(NaCl)$ —खाने के रूप में खाद्य पदार्थों के संरक्षण में, बेकिंग पाउडर बनाने में।

जल का द्वित आचरण (Dual Character of Water)—

- जल अम्ल तथा भस्म या क्षारक दोनों जैसा-आचरण करता है। अपने से सबल भस्म के साथ यह अम्ल-जैसा आचरण करता है। जैसे—
 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
यहाँ जल अमोनिया को प्रोटॉन देता है, लेकिन अपने से सबल अम्ल के साथ यह भस्म-जैसा आचरण करता है। जैसे—
 $HSO_4^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$
यहाँ जल बाइसल्फेट आयन (HSO_4^-) से एक प्रोटॉन प्राप्त करता है।

Important Facts

- सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4) को रसायनों का राजा (King of Chemicals) कहा जाता है।
- नींबू में साइट्रिक अम्ल तथा इमली में टारट्रिक अम्ल पाया जाता है।
- लाल चींटी में फॉर्मिक अम्ल तथा सिरका में एसिटिक अम्ल पाया जाता है।
- $NaCl$ को टेबुल सॉल्ट कहते हैं।
- $AgNO_3$ (सिल्वर नाइट्रेट) को अमोनियोकल घोल को टॉलेन्स रिजेंट (Tollens reagent) कहते हैं, जिससे चीनी (Sugar) की जाँच की जाती है।
- मिल्क ऑफ मैग्नेशिया** (Milk of Magnesia) का उपयोग एंटासिड (Antacid) के रूप में किया जाता है।
- $Ca(OH)_2$ का उपयोग घरों में घुना पोतने, क्लीचिंग पाउडर बनाने तथा खारा जल को मृदु बनाने में किया जाता है।
- $NaOH$ का उपयोग साबुन बनाने में, पोटैशियम साफ करने में तथा कपड़ा बनाने में किया जाता है।
- वैसा भस्म, जो जल में विलेय हो, क्षार (Alkali) कहलाता है।
- $AgBr$ (सिल्वर ब्रोमाइड) का उपयोग फोटोग्राफी में किया जाता है।
- सोडियम क्लोराइड $(NaCl)$ को टेबुल सॉल्ट (Table Salt) कहते हैं।

अधातुएँ (Non-Metals)

- आवर्त सारणी के दाहिने ओर 23 अधातवीय तत्व में 12 गैस 10 ठोस तथा एक द्रव है।
- अधातु में कोई चमक नहीं होती।
- धातु की तरह इसमें स्वतंत्र इलेक्ट्रॉन नहीं होता है।
- अधातु प्रायः भंगुर होता है जिसके कारण इसके चादर नहीं बनाया जा सकता है। इस पर चोट मारने पर चूर-चूर होता है।
- अधातु प्रायः ऊष्मा एवं विद्युत का कुचालक होता है। अपवाद में एक प्रफाइट है जो विद्युत एवं उष्मा का सुचालक होता है।
- हाइड्रोजन को छोड़कर सभी अधातुएँ विद्युत ऋणात्मक होती हैं। अतः वह इलेक्ट्रॉन को आसानी से ग्रहण कर लेती है तथा ऋणात्मक आयन बनाता है।

- अधातुएं ऑक्सीजन के साथ सह-संयोजक ऑक्साइड बनाता है। इनमें से कुछ ऑक्साइड जल से अभिक्रिया कर अम्ल बनाता है।
- अधातु हाइड्रोजन से अभिक्रिया कर हाइड्राइड बनाती है।
- चूँकि अधातुएं इलेक्ट्रॉन मुक्त नहीं करता है। इसलिए अम्ल के साथ संयोग कराने पर वे हाइड्रोजन को पुनः अम्लों में स्थापित नहीं करती है।

हाइड्रोजन (Hydrogen)—

- ब्रह्माण्ड में सबसे अधिक मात्रा में पाया जाने वाला गैसीय तत्व है।
- संकेत—H, परमाणु-संख्या—1, परमाणु-भार—1.008
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास — $1s^1$

आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table)—

- आवर्त-सारणी में हाइड्रोजन की स्थिति विवादपूर्ण है। एक ओर इसे आवर्त-सारणी के उपवर्ग-IA में रखा गया है, तो दूसरी ओर कुछ मामले में हाइड्रोजन की समानता हैलोजन के साथ होने के कारण इसे इन तत्वों के साथ उपवर्ग-VIIA में भी रखा गया है।
- उपवर्ग-IA or VIIA. ब्लॉक—s-ब्लॉक।

हाइड्रोजन से संबंधित कुछ तथ्य

- हाइड्रोजन गैस की खोज 1766 ई० में हेनरी कैवेंडिश ने की थी।
- हाइड्रोजन एक ऐसा तत्व है, जिसके नाभिक में न्यूट्रॉन नहीं पाया जाता है।
- इसके नाभिक में सिर्फ एक प्रोटॉन (Proton) होता है।
- पृथ्वी पर पाए जाने वाले तत्वों में इसका 9वाँ स्थान है।
- हाइड्रोजन को भविष्य का ईंधन कहते हैं।
- सूर्य और तारों का लगभग आधा भाग हाइड्रोजन से ही बना है।
- हाइड्रोजन आवर्त सारणी का सबसे हल्का तत्व है।
- इसके नाभिक में एक प्रोटॉन होता है जबकि न्यूट्रॉन नहीं पाया जाता है।
- हाइड्रोजन के प्रायः तीन समस्थानिक होता है— प्रोटियम (${}_1\text{H}^1$), ड्यूटेरियम (${}_1\text{H}^2$ या D) तथा ट्रिटियम (${}_1\text{H}^3$ या T)
- हाइड्रोजन एक द्विपरमाण्विक गैस है।
- यदि हाइड्रोजन अणु के दोनों परमाणु के नाभिक समान दिशा में घूमते हैं तो ऐसे हाइड्रोजन के आर्धो हाइड्रोजन जबकि विपरीत दिशा में चक्रण करने वाले परमाणु के नाभिकों को पैर हाइड्रोजन कहते हैं।
- ड्यूटेरियम के ऑक्साइड (D_2O) को भारी जल कहा जाता है।
- भारी जल की खोज यूरे एवं वाशबर्न ने 1932 ई० में की थी।
- ड्यूटेरियम के ऑक्साइड (भारी जल) का अणुभार 20 तथा घनत्व साधारण जल से अधिक होता है इसी कारण इसे भारी जल कहा जाता है।
- इसे जल के लगातार विद्युत अपघटन के द्वारा प्राप्त किया जाता है।
- जहाँ जल का हिमांक बिन्दु 0°C होता है, वहीं इसका 3.8°C होता है।
- इसका उपयोग प्रायः ड्यूटेरियम तथा ड्यूटेरियम के यौगिक बनाने में, ट्रेसर के रूप में, न्यूट्रॉन मंदक के रूप में, आयनिक तथा अन आयनिक हाइड्रोजन के पृथक् करने में।
- हाइड्रोजन की प्रकृति न तो अम्लीय होती है न ही क्षारीय होती है।
- क्लोरीन तथा हाइड्रोजन के समान आयतन के मिश्रण को यदि सूर्य के प्रकाश में खूला छोड़ दिया जाए तो वह विस्फोटक हो जाती है जबकि सूर्य के प्रकाश के अभाव में यह सफेद क्लोराइड गैस उत्पन्न करती है।
- हाइड्रोजन गैस का उपयोग वनस्पति तेलों के हाइड्रोजनीकरण में, अमोनिया निर्मित करने में, वेलिंग्टन कार्यों में तथा रॉकेट के ईंधनों के रूप में होता है।

भारी जल (Heavy Water)—

- भारी हाइड्रोजन (ड्यूटेरियम) के ऑक्साइड D_2O को भारी जल कहते हैं।
- भारी जल की खोज 1932 में यूरे और वाशबर्न (H.C. Vory and E. W. Vasoburn) ने की थी। इन वैज्ञानिकों के अनुसार, साधारण

जल के लगभग 6000 भागों में 1 भाग भारी जल का होता है और जल का विद्युत-अपघटन करने पर ड्यूटेरियम की तुलना में हल्का हाइड्रोजन 6 गुना अधिक शीघ्रता से मुक्त होता है।

- इस प्रकार यूरे तथा वाशबर्न ने क्षारीय जल का कई क्रमों में विद्युत-अपघटन करके शुद्ध भारी जल प्राप्त किया।
- भारी जल एक कीमती पदार्थ है। इसका मूल्य लगभग 10,000 रु० प्रति लिटर है।
- इसके मुख्य उपयोग निम्नांकित है—
- उपयोग (Uses)**— इसका उपयोग न्यूट्रॉन मंदक के रूप में ड्यूटेरियम या उनके यौगिक बनाने में, ट्रेसर के रूप में तथा आयनिक और अन-आयनिक (Non-Ionic) हाइड्रोजन में विभेद करने में होता है।

जल [(Water) H_2O]

- शुद्ध जल रंगहीन, गंधहीन, स्वादहीन एवं पारदर्शक द्रव होता है।
- शून्य डिग्री सेण्टीग्रेड पर यह सफेद बर्फ के रूप में परिवर्तित हो जाता है।
- शुद्ध जल विद्युत् का कुचालक है, लेकिन इसमें कुछ मात्रा में अम्ल मिला देने पर यह विद्युत् का सुचालक बन जाता है।
- इस अवस्था में इसमें विद्युत्-धारा प्रवाहित करने पर यह हाइड्रोजन और ऑक्सीजन में विघटित हो जाता है।
- सोडियम धातु को जल में डालने पर अत्यधिक मात्रा में ऊष्मा उत्पन्न होती है और हाइड्रोजन गैस निकलती है।
- जल एक यौगिक है। इसमें हाइड्रोजन और ऑक्सीजन का अनुपात भार के अनुपात में 1 : 8 एवं आयतन के अनुपात में 2 : 1 होता है।

जल के प्रकार (Types of Water)—

- जल मुख्यतः दो प्रकार के होते हैं—
- 1. कठोर जल (Hard Water) तथा 2. मृदुजल (Soft Water)।
- 1. **कठोर जल (Hard Water)**—जो जल साबुन के साथ आसानी से झाग नहीं देता है, उसे कठोर जल कहते हैं।
- 2. **मृदुजल (Soft Water)**—जो जल साबुन के साथ आसानी से झाग देता है, उसे मृदुजल कहते हैं।
- जल की कठोरता उसमें कैल्शियम एवं मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट, क्लोराइड, सल्फेट, नाइट्रेट आदि लवणों के घुले होने के कारण होती है।

जल की कठोरता (Hardness of Water)—

- वह जल जिसमें लवणों के घुले रहने के कारण वह साबुन के साथ आसानी से झाग नहीं देता **कठोर जल** तथा जो आसानी से झाग देता है वह **मृदु जल** कहलाता है।
- जल की कठोरता मुख्यतः दो होते हैं—स्थायी कठोरता (Permanent Hardness), अस्थायी कठोरता (Temporary Hardness)।
- जल की कठोरता के कारण उसमें घुले हुए मैग्नीशियम तथा कैल्शियम के क्लोराइड, सल्फेट एवं बाइकार्बोनेट होता है।
- स्थायी कठोरता**—जल की कठोरता को उबालकर चेक किया जाता है। जल में स्थायी कठोरता का कारण उसमें कैल्शियम तथा मैग्नीशियम के क्लोराइड सल्फेट के लवणों का घुलना होना है।
- यदि उबालने से जल की कठोरता दूर हो जाता है तो वह जल की अस्थायी कठोरता, यदि उबालने से जल की कठोरता दूर नहीं होता है तो वह स्थायी कठोरता कहलाता है।
- अस्थायी कठोरता**—जल में कैल्शियम तथा मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट (HCO_3) के घुले होने पर उसकी कठोरता अस्थायी होती है।
- अस्थायी कठोरता को जल में बुझा चूना अथवा दूधिया चूना डालने से दूर हो जाता है।
- जब जल में **सोडियम कार्बोनेट** डालकर उबाला जाता है तो **स्थायी एवं अस्थायी** दो प्रकार की कठोरता दूर हो जाती है।
- जल को खोलाकर तथा जल में कॉस्टिक सोडा (NaOH) मिलकर भी अस्थायी कठोरता को दूर किया जा सकता है।
- जल ही स्थायी कठोरता को दूर करने के लिए कालगान विधि का भी प्रयोग किया जाता है।
- इस विधि में कठोर जल को कालगान पर सोडियम हेक्सा मेटाफास्फेट के ऊपर टपकाया जाता है।

जबकि स्थायी कठोरता दूर करने की प्रमुख विधि परम्यूटिट विधि कहलाता है।

परम्यूटिट कृत्रिम जियोलाइट होता है, इसे सोडियम एल्युमिनियम आर्थोसिलिकेट भी कहते हैं।

भारी जल तथा साधारण जल में अन्तर —

भौतिक गुण	साधारण जल	भारी जल
गलनांक	0°C	3.8°C
क्वथनांक	100°C	101.4°C
डाइ-इलेक्ट्रिक स्थिरांक	82.0	80.5
गलन की गुप्त ऊष्मा (Cal/g)	80	75.5
वाष्पन की गुप्त ऊष्मा (Cal/g)	536	557
आपेक्षिक घनत्व	0.998	1.1059
उच्चतम घनत्व का ताप	4°C	11.6°C
अपवर्तनांक	1.3322	1.3281

ओजोन (O_3)— यह ओजोन मंडल (Ozonosphere) में धरातल से करीब 32 km से 60 km के मध्य पाया जाता है।

ओजोन मंडल में ओजोन गैस की एक परत पायी जाती है, जो सूर्य से आने वाली पराबैंगनी किरणों को अवशोषित कर लेती है।

ओजोन (O_3) ऑक्सीजन का ही एक अपरूप है।

हानिकारक किरणों से बचाने के कारण ओजोन परत को सुरक्षा कवच कहा जाता है।

ओजोन परत को नष्ट करने वाली गैस क्लोरो फ्लोरोकार्बन (CFC) है, जो एयर कंडीशनर, रेफ्रिजरेटर आदि से निकलती है।

ओजोन परत में क्षरण CFC में उपस्थित सक्रिय क्लोरिन कारण (Cl) होती है।

ओजोन परत की मोटाई नापने में **डाबसन इकाई** का प्रयोग किया जाता है।

इस मंडल में ऊँचाई के साथ तापमान बढ़ता जाता है जहाँ कि प्रति एक किमी की ऊँचाई पर तापमान 5°C की वृद्धि होती है।

ऑक्सीजन के प्रायः तीन समस्थानिक होती हैं—

$8O^{16}$, $8O^{17}$ तथा $8O^{18}$

ब्लू आइस (Blue Ice)—

यह एक प्रकार का शुद्ध बर्फ है, जिसमें रोगाणु नहीं होते हैं और यह लगभग 2000-3000 वर्ष पुरानी होती है, ब्लू आइस कहलाती है।

यह मुख्यतः ग्रीनलैंड में पाई जाती है, जहाँ से इसका निर्यात अन्य विकसित देशों में किया जाता है।

इसका उपयोग व्हिस्की (Whisky) बनाने में किया जाता है।

पॉलीवाटर (Polywater)—

पॉलीवाटर पृथ्वी पर एक खतरनाक वस्तु मानी जाती है, क्योंकि यह सामान्य जल को बाल की आकार की नलिका में प्रवेश कराकर बनाया जाता है।

सिलिकॉन (Silicon)—

संकेत—Si, परमाणु-संख्या—14, परमाणु भार—28.086

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

संयोजी इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)—4

आवर्त-सारणी में स्थान (Position in Periodic Table)—वर्ग—IVA, आवर्त—तृतीय।

यह प्रकृति में मुख्यतः रेत (Sand) और पत्थर के रूप में व्यापक रूप से पाया जाता है। यह मुक्त अवस्था में नहीं पाया जाता, बल्कि संयुक्त अवस्था में यौगिकों के रूप में ही पाया जाता है।

पृथ्वी के परत में इसकी प्रतिशत मात्रा 26% है।

अम्लक [(Mica), $[KH_2Al](SiO_4)]$ एवं सिलिका (Silica), SiO_2]

यह प्रायः सिलिका (SiO_2) से प्राप्त किया जाता है सिलिका को कोक साथ एक विद्युत्-घट्टी में गर्म करने पर यह प्राप्त होता है।

सिलिकॉन सामान्य ताप पर ठोस, कड़ा और भंगुर (Brittle) होता है। इसका द्रवणांक (गलनांक) 141°C होता है तथा यह विद्युत् का सुचालक होता है।

सिलिकॉन के दो अपरूप हैं—1. भूरा खेदार चूर्ण (Brown Amorphous Powder) तथा 2. ग्रेयर खेदार पिंड (Grey Crystalline Mass)।

यह जल में अविलेय होता है, लेकिन ताल तप्त अवस्था में यह भाप की विघटित कर हाइड्रोजन मुक्त करता है।

क्लोरीन से 450°C पर संयोग करके सिलिकॉन टेट्राक्लोराइड ($SiCl_4$) बनाता है।

यह अम्ल तथा क्षार से भी अग्निक्रिया करता है।

सिलिका वाटिका (Silica Garden)

अपने मेहमानों को खुश करने के लिए तथा स्वागत में इस वाटिका का प्रयोग घरों में किया जाता है।

यह वाटिका देखने में बहुत सुन्दर एवं आकर्षक लगती है।

एक लंबे सिलिंडर के आकार के बरतन में थोड़ा सोडियम सिलिकेट का सान्द्र घिलयन लेकर उसके आधे भाग को जल से भर दिया जाता है।

अब उसमें कोबाल्ट नाइट्रेट, फेरस सल्फेट और कॉपर सल्फेट के रवों को डाल दिया जाता है।

कुछ समय बाद बरतन में रवों की वृद्धि रंगीन लकीरों के रूप में नीचे से ऊपर की ओर बढ़ती नजर आती है।

नीले रंग की लकीर की वृद्धि थोड़ी देर में ही होने लगती है।

अन्य रवों की वृद्धि में थोड़ा ज्यादा समय लगता है।

इन रवों की पूर्ण वृद्धि हो जाने के बाद बरतन में रंगीन रवों की एक वाटिका दिखाई पड़ती है, जो काफी आश्चर्यजनक, सुन्दर एवं आकर्षक होती है।

सिलिकॉन का उपयोग अनेक मिश्रधातुओं; जैसे—सिलिकॉन ब्राँज (Silicon Bronze) एवं मैंगनीज-सिलिकॉन ब्राँज के निर्माण में, सिलिकॉन (Silicon), जो एक बहुलक है, के निर्माण में अर्द्धचालक युक्ति (Semi-conductor Device) में सिलिकॉन कार्बाइड (SiC) के बनाने में, काँच और सीमेंट बनाने में एवं शुष्क कारक के रूप में होता है।

हैलोजन (Halogens)—

हैलोजन का शाब्दिक अर्थ समुद्री लवण पैदा करने वाला होता है।

वर्ग VIIA के तत्वों को हैलोजन कहते हैं।

हैलोजन के अंतर्गत फ्लोरीन ($9F$), क्लोरीन ($17Cl$), ब्रोमीन ($35Br$) एवं आयोडीन ($53I$) तथा ऐस्टैटीन ($84At$) आते हैं।

क्लोरीन ($17Cl$)—

(i) इसमें विरंजक का गुण पाया जाता है।

(ii) यह एक दमघोंटू गैस है।

(iii) इसका रंग पीला हरा होता है।

फ्लोरीन ($9F$)—

(i) यह कार्बन से सीधे संयोग करने की क्षमता रखता है।

(ii) तत्वों में यह सबसे अधिक विद्युत्-ऋणात्मक होती है।

आयोडीन ($53I$)—

(i) यह बैंगनी रंग का ठोस होता है।

(ii) यह मानव शरीर में थाईराक्सीन यौगिक के रूप में पाया जाता है।

ब्रोमीन ($35Br$)—

(i) एक मात्र अधातु जो तरल अवस्था में पाया जाता है।

(ii) इसका रंग लाल होता है।

इसके निम्न उपयोग हैं :

(i) विरंजक चूर्ण के निर्माण में

(ii) फास्जीन, मस्टर्ड गैस, ल्यूसाईट जैसी विषैली गैसों के निर्माण में

(iii) जल की कीटाणुनाशी बनाने में

(iv) दूधपेस्ट में

(v) हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल (HF) के निर्माण में

- (vi) कौटुणुनाराक में
- (vii) औषधियों के उत्पादन में
- (viii) टिंकर आयोडीन बनाने में
- (ix) रंग उद्योग में
- (x) औषधि निर्माण में
- (xi) सिल्वर ब्रोमाइड के निर्माण में
- क्लोरोफ्लोरोकार्बन के यौगिकों को फ्रियॉन कहते हैं।
- फ्रियॉन का प्रयोग प्रशीतक के रूप में तथा ऐरोसॉल में किया जाता है।
- नन-स्टिक बर्तन का ऊपरी परत टेफ्लॉन का बना होता है।
- सिल्वर ब्रोमाइड का प्रयोग फोटोग्राफी में किया जाता है।
- ब्रोमीन का उपयोग एथिलीन ब्रोमाइड के संरक्षण में होता है। इसे सीसाकृत पेट्रोल में मिलाया जाता है।

कार्बन (Carbon)—

- कार्बन आवर्त सारणी के उपवर्ग IVA का सदस्य है।
- इसकी परमाणु संख्या 6 है।
- कार्बन का परमाणु भार सामान्यता 12 होता है।
- कार्बन के मुख्यतः दो अपरूप होते हैं हीरा तथा ग्रेफाइट।
- हीरा विद्युत् का कुचालक होता है।
- हीरा का गलनांक 3500°C से भी अधिक होता है।
- ग्रेफाइट में प्रत्येक कार्बन परमाणु केवल तीन पड़ोसी कार्बन परमाणुओं से सह-संयोजक बंधों द्वारा बंधित रहता है तथा चौथा इलेक्ट्रॉन स्वतंत्र छूट जाती है।
- प्रकृति में कार्बन युक्त और संयुक्त दोनों ही अवस्थाओं में प्रचुर मात्रा में पाया जाता है।
- कार्बन को एक सार्वभौमिक तत्व माना जाता है।
- कार्बन के कुल यौगिकों की संख्या 5 लाख से भी अधिक है, जबकि अन्य तत्वों के यौगिकों की कुल संख्या 50 हजार के आस-पास ही है।
- कुछ प्रचलित हीरा-कुलिनान (3032 कैरेट), होप (445 कैरेट), कोहिनूर (186 कैरेट) तथा पिट (136.2 कैरेट)।
- चट्टानों में छेद करने तथा अन्य पत्थरों पर पॉलिश करने के लिए भी हीरा को प्रयोग में लाया जाता है।
- पॉलिश में प्रयुक्त होने वाला काला सीसा ग्रेफाइट होता है।
- ग्रेफाइट में मुक्त इलेक्ट्रॉन होता है, जो सम्पूर्ण रवा-जालक में गमन करते हैं। इसके कारण ग्रेफाइट विद्युत् का सुचालक होता है।
- चारकोल कार्बन का अशुद्ध रूप होता है।
- रक्त चारकाल सूखे हुए रक्त का भंजक स्रावण करने पर प्राप्त होता है।
- कार्बन युक्त पदार्थ काजल को हवा की अपर्याप्त मात्रा में जलाकर प्राप्त धुएँ को कम्बलों पर एकत्र कर प्राप्त किया जाता है।
- काजल भी कार्बन का सबसे शुद्ध अपरूप है।
- काजल में लगभग 95% कार्बन होता है।
- कोयले को वायु की अनुपस्थिति में गर्म करने पर इसके वाष्पशील अवयव निकल जाते हैं। जो अवशेष बचता है, उसे कोक कहा जाता है।
- कोक में 80 से 85% कार्बन पाया जाता है।

नाइट्रोजन (Nitrogen)—

- नाइट्रोजन को छोड़कर शेष सभी तत्वों में नाइट्रोजन की अवस्था में पाया जाता है।
- नाइट्रोजन एवं बिस्मथ को छोड़कर VA उपवर्ग के अन्य सभी तत्वों की अपरूपता का गुण प्रदर्शित करता है।
- वर्ग VA के तत्व प्रतिरूपी तत्व अथवा सामान्य तत्व कहलाता है।
- नाइट्रोजन आयतन की दृष्टि से वायुमंडल में 78% पाया जाता है।
- वायुमंडल सहित पृथ्वी पर नाइट्रोजन का बाहुल्य भागनुसार 0.01% है।
- संयुक्त अवस्था में नाइट्रोजन की थोड़ी मात्रा नाइट्रोजन के रूप में पायी जाती है।
- नाइट्रोजन यूरिया नामक कार्बनिक यौगिक का प्रमुख अवयव है।

- जीवभारी नाइट्रोजन को 2 पौधों से प्रोटीन के रूप में प्राप्त करते हैं।
- प्रयोगशाला में आमतौर पर क्लोराइड और सोडियम नाइट्राइट के मिश्रित घोल को 700°C तक गर्म करके हैबर विधि द्वारा नाइट्रोजन गैस बनायी जाती है।
- अमोनिया के उत्पादन में नाइट्रोजन का प्रमुख योगदान है।
- नाइट्रोजन विद्युत् चालकता में तथा उच्च ताप मापने वाले तापमापी में भरने के काम में आता है।
- कृत्रिम गर्भाधान के लिए, बैल का वीर्य को द्रव नाइट्रोजन में रखा जाता है।
- द्रव नाइट्रोजन का उपयोग जैव पदार्थों के लिए प्रशितक के रूप में भोज्य पदार्थों को जगने एवं निम्न ताप पर शल्य-चिकित्सा के लिए होता है।
- दलहनी पौधों की जड़ों में नाइट्रोजोथियम नामक जीवाणु पाए जाते हैं जो नाइट्रोजन स्थिरीकरण में भाग लेते हैं।
- वायुमंडलीय नाइट्रोजन से उसके उपयोगी यौगिकों के बनने की क्रिया को नाइट्रोजन का यौगिकीकरण कहलाता है।
- यौगिकों का नाइट्रोजन में परिवर्तन विनाइडीकरण कहलाता है।
- नाइट्रोजन के यौगिकों के निर्माण एवं विनाश का एक चक्र चक्रवात है जिसे नाइट्रोजन चक्र कहते हैं।
- नाइट्रोजन का एक स्थायी हाइड्राइड अमोनिया होता है।
- सर्वप्रथम पास्टले ने अमोनिया को क्षारीय वायु कहा था।
- अमोनिया को आकृति पिरामिडल होती है।
- अमोनिया का उपयोग—यूरिया निर्माण में, द्रवित अमोनिया का उपयोग। रफ़ीनेटों में बर्फ जमाने के काम में होता है, अमोनियम लवणों का उत्पादन में तथा हाइड्रोजन के उत्पादन में किया जाता है।
- नौसादर का व्यापारिक नाम अमोनियम क्लोराइड (NH_4Cl) है।
- सल्फर (Sulphur)—**
- सल्फर के अणु में सल्फर के 8 परमाणु परस्पर जुड़कर बलय जैसे संरचना बनाते हैं।
- सल्फर के ऊर्ध्वपातन के फलस्वरूप प्राप्त होने वाले भारीक चूर्ण को गंधक का फूल कहा जाता है।
- सल्फर शब्द की उत्पत्ति संस्कृत शब्द शुल्वारि से हुई है।
- शुल्वारि का अर्थ होता है तबिये का शत्रु सल्फर को "S" से सूचित किया जाता है।
- गंधक सल्फर के परमाणु की बाह्यतम कक्षा में 6 इलेक्ट्रॉन रहता है।
- साधारण सल्फर हल्का पीला, भंगुर एवं रवेदार होता है।
- धातुओं के साथ सल्फर संयोग कर धातुओं के सल्फाइड का निर्माण करती है।
- लोहे के बुण्डे और गंधक के चूर्ण के मिश्रण को गर्म करने पर काले रंग का फेरस सल्फाइड बनता है।
- उबलते हुए सल्फर को जल में डाल देने पर प्लास्टिक सल्फर प्राप्त होता है।
- प्राकृति रबड़ में सल्फर मिश्रित करने की प्रक्रिया वल्कनीकरण कहलाती है।
- अतः रबड़ के वल्कनीकरण में सल्फर का प्रयोग किया जाता है।
- ज्वालामुखी से निकलने वाले गैसों में हाइड्रोजन सल्फाइड गैस उपस्थित रहता है।
- हाइड्रोजन सल्फाइड (H_2S) एक रंगहीन गैस है जिसमें सड़े अंडों की तरह तीव्र गंध होती है।
- हाइड्रोजन सल्फाइड एक विषैली गैस है।
- जबकि ज्वालामुखी से निकलने वाले गैसों में मुख्यतः SO_2 होता है।
- सल्फर की उपस्थिति पृथ्वी पर 0.05% होता है।
- सल्फर से प्राप्त अत्यधिक महत्वपूर्ण रसायन सल्फ्यूरिक अम्ल है।
- सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल 98% शुद्ध होता है तथा इसकी नार्मलता 18M होता है।
- सल्फर का उपयोग—दिया सलाई, बारूद निर्माण में बालों को विशिष्ट आकार के सेट करने के लिए, फफूंदी नारी में तथा रंग उद्योग में किया जाता है।

फॉस्फोरस (Phosphorus)—

- फास्फोरस को 'P' से सुचित किया जाता है।
- यह एक अभिक्रियाशील तत्व है। इसकी कारण फॉस्फोरस प्रकृति में मुक्तावस्था में नहीं पाया जाता है।
- फास्फोरस नाइट्रोजन का ही अनुरूप है।
- जानवरों की हड्डियों में लगभग 58% कैल्सियम फास्फेट रहता है।
- फास्फोरस के अनेक अपरूप हैं—वैजनी फास्फोरस, लाल फास्फोरस, श्वेत या पीला फास्फोरस, सिन्दूरी फास्फोरस तथा काला फास्फोरस।
- श्वेत फास्फोरस को प्रकाश में छोड़ देने पर यह भीरे-भीरे पीला हो जाता है। इसी कारण इसे पीला फास्फोरस भी कहा जाता है।
- पीला फास्फोरस में लहसून जैसी गंध होती है।
- यह एक विषैला पदार्थ है।
- पीला फास्फोरस को जल में रखा जाता है, क्योंकि हवा के सम्पर्क से स्वतः जल उठता है।
- श्वेत फास्फोरस अंधेरे में आद्र वायु के सम्पर्क में आकर हल्के पीले रंग का प्रकाश देता है।
- श्वेत फास्फोरस का हवा में दहन स्वतः दहन का उदाहरण है। इसे आतिशबाजी के समान बनाये जाते हैं। इसे युद्धकाल में प्रयुक्त होने वाली अग्नि बम एवं धूम्र बम बनाये जाते हैं।
- साधारण ताप पर श्वेत फास्फोरस P_4 अणु के रूप में पाया जाता है।
- फास्फोरस अपरूपता प्रदर्शित करता है।
- लाल फास्फोरस श्वेत फास्फोरस की अपेक्षा कम क्रियाशील तथा अम्ल विलेय है।
- फास्फोरस प्राणी तथा वनस्पति पदार्थों का आवश्यक अवयव है।
- यह हड्डियों में D.N.A. में पाया जाता है।
- लाल फास्फोरस विषैला नहीं होता है।
- लाल फास्फोरस का प्रयोग दिया-सलाई के निर्माण में किया जाता है।
- निक फास्फाइड का उपयोग चूहा-विष के रूप में होता है।
- लाल फास्फोरस को N_2 , CO_2 जैसी अक्रिय गैसों की उपस्थिति में $550^\circ C$ तक गर्म करने पर एक वाष्प प्राप्त होता है जिसे शीघ्रता से ठंडा करने पर श्वेत फास्फोरस प्राप्त होता है।
- सुपर फास्फेट का उपयोग उर्वरक के रूप में खेतों में फसलों की पैदावार बढ़ाने में किया जाता है।
- फास्फोरस हाइड्राइड (PH_3) को फॉस्फीन कहा जाता है।

निष्क्रिय गैस (Noble Gases)—

- शून्य वर्ग के तत्वों को निष्क्रिय गैस कहा जाता है।
- जहाँ शून्य वर्ग में मात्र 6 तत्व हैं—आर्गन (Ar), निऑन (Ne), हीलियम (He), क्रिप्टॉन (Kr), ज़ेनॉन (Xe) तथा रेडॉन (Rn)। यह सभी निष्क्रिय तत्व हैं।
- शून्य वर्ग के सभी तत्वों को उत्कृष्ट गैस या अक्रिया गैस भी कहा जाता है।
- अक्रिय गैस की खोज रमजे ने किया था।
- अक्रिय गैस दुर्लभ होने के कारण इसे दुर्लभ गैस भी कहा जाता है।
- अक्रिय गैसों में सबसे भारी रेडॉन (Rn) होता है अतः यह वायुमंडल में नहीं पाया जाता है।
- आर्गन का उपयोग आर्क वॉल्विंग तथा बिजली के बल्ब में भरने के काम में लाया जाता है।
- हीलियम गैस की खोज फ्रैंकलैंड तथा लोकेयर ने किया था।
- हीलियम एक बहुत हल्की तथा अज्वलनशील गैस है।
- यही कारण है इसका उपयोग गुब्बारों में भरने में जिससे मौसम संबंधी जानकारी का पता चले तथा कृत्रिम श्वसन में ऑक्सीजन के साथ किया जाता है।
- द्रव हीलियम का उपयोग निम्न ताप पर प्रयोगों में निम्न तापीय अभिकर्मक के रूप में किया जाता है।
- वायुमंडल में सबसे अधिक मात्रा में पाया जाने वाला अक्रिय गैस आर्गन है।
- अक्रिय गैस में रेडियोसक्रिय तत्व रेडॉन है। इसका उपयोग रेडियोधरेपी के रूप में कैंसर के इलाज में होता है।

- नियॉन लैम्प का प्रयोग हवाई अड्डों पर विमान चालकों को संकेत देने के लिए किया जाता है क्योंकि यह प्रकाश कोहरे में अधिक चमकता है।
- सर्वाधिक यौगिक बनाने वाला अक्रिय गैस जेनॉन है।
- जैसे तत्व जिनमें धातु और अधातु दोनों के गुण पाये जाते हैं। अधातु कहलाता है, जैसे—योरॉन, यिस्मथ, सिलिकॉन, जर्मेनियम, आर्सेनिक, एंटीमनी तथा टेलूरियम आदि।

अधातुएं : महत्वपूर्ण तथ्य एक नजर में

- अक्रिय गैसों की संयोजकता कितनी होती है —शून्य
- पाइराइट्स को वायु की उपस्थिति में गरम करके मल्फर का निस्कारण करना कहलाता है —भर्जन
- अक्रिय गैसों अन्य तत्वों से अभिक्रिया नहीं करती हैं —इनमें पूर्णतः युग्मित स्थायी कौशल होने के कारण
- सभी अम्लों में समान रूप से हाइड्रोजन पाया जाता है —हां
- एक परमाणुक प्रकार की गैसें हैं —अक्रिय गैसों
- आग बुझाने में काम आने वाली कौन सी गैस होती है —कार्बन डाइऑक्साइड
- गोताखोर सांस लेते हैं —ऑक्सीजन तथा नाइट्रोजन के
- भारी जल का अणु भार होता है —20
- क्लोरीन तत्व है —हैलोजन समूह का
- अक्रिय गैस के परमाणु की कक्षा पूर्ण होती है —बाह्य कक्षा
- ठोस आर्गन में परमाणुओं को एकत्र रखने का कार्य किस बंध द्वारा किया जाता है —वान्डरवाल्स बन्ध द्वारा
- अक्रिय गैस के लिए Cp/Cv का मान होता है —1.66
- सबसे पहले यह प्रस्ताव रखा कि आवर्त सारणी में शून्य समूह सम्मिलित होना चाहिए —जूलियो टॉमसन ने
- अस्थायी कठोर जल में धुले होते हैं —मैग्नेशियम एवं कैल्सियम के वाइकार्बोनेट
- शून्य समूह में रेडॉन है —रेडियो-एक्टिव तत्व
- भारी-जल की खोज की गयी थी —यूरे द्वारा
- विरंजक चूर्ण में प्राप्त क्लोरीन का प्रतिशत होता है —12
- जल की स्थायी कठोरता मिलाने पर दूर की जा सकती है —सोडियम कार्बोनेट के मिलाने पर
- हीरा, क्रिस्टलीय रूप है —कार्बन का
- आवर्त सारणी में हाइड्रोजन का स्थान अनिश्चित होता है —इसकी इलेक्ट्रॉनीय अवस्था के कारण

अकार्बनिक यौगिक (Inorganic Compounds)

- हाइड्रोजन की खोज की थी —कैवेंडिश
- सर्वाधिक हल्की गैस है —हाइड्रोजन
- भार के हिसाब से 9 भाग जल में हाइड्रोजन का भाग होता है —1 भाग
- सूर्य के कुल भार का भाग सिर्फ हाइड्रोजन का है —70%
- तारा का 70% भाग हाइड्रोजन, 28% हीलियम, 1.5% कार्बन तथा 0.5% नाइट्रोजन तथा निऑन होता है।
- सूर्य भी एक तारा है।
- सूर्य पृथ्वी का निकटतम तारा है।
- हाइड्रोजन है —एक प्रबल अवकारक
- धातु, जिसको हाइड्रोजन का अवशोषक कहा जाता है —पैलेडियम
- हाइड्रोजन से अमोनिया के निर्माण हेतु उपस्थिति आवश्यक है —गॉलिब्डेनम धातु एवं आयरन ऑक्साइड की
- हाइड्रोजन वनस्पति तेल के साथ मिलकर वनस्पति घी बनाती है, इस हेतु आवश्यक है —उच्च दाब
- धातुओं को जोड़ने अथवा काटने हेतु उपयोग होता है —ऑक्सी-हाइड्रोजन फ्लेम का