धातु एवं अधातु

1
CHAPTER

CONTENTS

- परिचय
- महत्वपूर्ण पद एवं अवधारणा
- प्रकृति में धातुओं की प्राप्ति
- धातुकर्म
- इतिहास

परिचय

अभी तक 115 तत्व ज्ञात है। इन तत्वों को इनके गुणों के आधार पर भिन्न वर्गो में वर्गीकृत किया जा सकता है। धातुएँ प्रायः कठोर, आघातवर्धनीय एवं तन्य होती है। ये श्रव्य होते है तथा धात्विक चमक रखती है। ये ऊष्मा एवं विद्युत के अच्छे चालक हाते है।

अधातु प्रायः मुलायम होती है। ये चमकीली नहीं होती है। ये आघातवर्धनीय एवं तन्य नहीं होती बल्कि ये भंगुर होती है। ये ऊष्मा एवं विद्युत की अच्छी चालक नहीं होती है।

हम विस्तृत में धातुओं एवं अधातुओं का अध्ययन करेंगे।

महत्वपूर्ण पद एवं अवधारणा

1. **धातु :** वे तत्व जिसमें आसानी से इलेक्ट्रॉन की कमी हो सकती हैं तथा धनायन बनाती है। ये मुख्यतः ठोस होती है तथा उच्च घनत्व रखती है। ये उच्च गलनांक व क्वथनांक रखती है। ये धात्विक चमक तथा ये श्रव्य होती है, अर्थात् धात्विक आवाज उत्पन्न करती है। ये ऊष्मा एवं विद्युत के अच्छे चालक होती है। ये प्रायः आघातवर्धनीय एवं तन्य होते है, अर्थात् गोल्ड (सोना), चांदी, कॉपर, टिन, लेड, लोहा, मर्करी, कॉबाल्ट, निकिल, एल्युमिनियम, सोडियम, पोटेशियम धातुएँ है।

2. **कठोरता :** अधिकांशतः धातुऐं कठोर होती है। यदि आप इसे चाकू से काटने की कोशिश करे, तो ये अधिकांश धातुओं में संभव नहीं है। कुछ धातुऐं जैसे सोडियम, पोटेशियम मुलायम धातुऐं हैं तथा चाकू से काटी जा सकती हैं।

3. **आघातवर्धनीयता :** धातुओं की वह क्षमता जिसके कारण इन्हें परतों में ढ़ाला जा सकता है आघातवर्धनीयता कहलाती है। आयरन, कॉपर, जिंक, एल्युमिनियम, मैग्निशियम परतों के रूप में उपलब्ध होती हैं। एल्युमिनियम, स्टील, कॉपर ब्रास (कांसा), ब्रोंज (पीतल) बर्तन बनाने में प्रयुक्त होते हैं।

   ब्रास व ब्रोंज मूर्तियाँ बनाने के लिए भी प्रयुक्त होती है। ब्रोंज मेडल बनाने के लिए उपयोगी है। एल्युमिनियम एवं सिल्वर धातुऐं वर्क (परत) में रूपांतरित होती है। एल्युमिनियम का वर्क (परत) बांधने में (पैक करने में) उपयोगी है जबकि चांदी का वर्क मिठाईयों को सजाने में उपयोगी है।

4. **तन्यता :** धातुओं की वह क्षमता जिसके कारण उन्हें तारों में बदला जा सकता है। कॉपर, एल्युमिनियम, आयरन को तारों में बदला जा सकता है। सिल्वर, स्वर्ण व प्लेटिनम उच्च तन्य धातुऐं हैं। स्वर्ण के 1 ग्राम को 2 km लम्बे तार में बदला जा सकता है।

5. **प्रवाह का प्रभाव (ध्वन्य) :** जब धातुऐं कठोर पदार्थ से टकराती है तो वे ध्वनि उत्पन्न करती है अर्थात् ये ध्वन्य (sonorous) होती है। कॉसा (Brass) तथा ताँबा (bronz) उच्च ध्वन्य होती है। ये घण्टिया तथा ताल वाद्य बनाने में प्रयुक्त होती है।

6. **विद्युत चालकता :** यह वह गुण हैं जिसके कारण विद्युत, धातुओं में प्रवाहित हो सकती है। यह मुक्त इलेक्ट्रॉनों या

गतिशील इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति के कारण होता है। जैसे– कॉपर, सिल्वर, गोल्ड, एल्युमिनियम आदि विद्युत की अच्छी चालक है। सिल्वर, विद्युत की सबसे अच्छी चालक है। इसके पश्चात् क्रमशः कॉपर, गोल्ड़, एल्युमिनियम तथा टंगस्टन होती है। पारा तथा लेड़, उच्च प्रतिरोध के कारण विद्युत के कम चालक होते है।

7. **उष्मीय चालकता :** यह वह गुण है जिसके कारण धातुयें उष्मा की चालक होती है। जैसे – कॉपर, सिल्वर, एल्युमिनियम, गोल्ड तथा आयरन उष्मा के अधिक चालक होते हैं।

8. **धात्विक चमक :** अधिकांश धातुओं की परत चमकीली होती है। अर्थात् ये धात्विक चमक दर्शाती है। जैसे Au, Ag, Pt चमकीली होती है।

9. **भौतिक गुणों के आधार पर धातु तथा अधातुओं का वर्गीकरण किया गया है :**

(i) सोडियम, पोटेशियम, लिथियम को छोड़कर सभी धातुयें कठोर होती है। ये चाकू से काटी जा सकती है। ओसमियम (Os) सबसे भारी धातु है। लिथियम सबसे हल्की धातु है।

(ii) मर्करी (पारा) को छोड़कर सभी धातुयें कठोर होती है। सिजियम, फ्रॉन्सियम, जर्मेनियम तथा गैलियम कम ताप पर पिघलने वाले ठोस होते है। यदि गैलियम को हथेली पर रखा जाये तो यह द्रव हो जाती है। लेकिन गैलियम का क्वथनांक बहुत अधिक होता है। जो इसे उच्च तापीय थर्मोमीटर के लिए उपयोगी बनाते है।

(iii) आयोडीन एक अधातु है लेकिन धात्विक चमक रखती है। हीरा (कार्बन का एक अपररूप) उच्चतम चमकीला होता है।

(iv) अधातुओं के गलनांक तथा क्वथनांक न्यून होते है। लेकिन हीरा, ग्रेफाइट, बोरॉन तथा सिलिकनों के गलनांक तथा क्वथनांक उच्च होते है।

(v) धातुओं के गलनांक तथा क्वथनांक उच्च होते है। टंगस्टन का गलनांक सबसे उच्च होता है। जबकि सोडियम, पोटेशियम के गलनांक तथा क्वथनांक न्यून होते है।

(vi) अधातुये, ऊष्मा तथा विद्युत के बुरे चालक होते है। लेकिन ग्रेफाइट एक अधातु है जो ऊष्मा तथा विद्युत का अच्छा चालक है।

(vii) सामान्यतया धातुओं के घनत्व उच्च होते है। जैसे Cu, Cr, Ag, Au, Pt, Os, Ir, Ti, W आदि। सोडियम, पोटेशियम तथा लिथियम के घनत्व $1 g\ cm^{-3}$ से कम होते है। हीरा, अधातु है लेकिन इसका घनत्व अधिक होता है।

(viii) सामान्यतया धातुओं में 1 से 3 संयोजी इलेक्ट्रॉन रखते है। हाइड्रोजन में एक संयोजी इलेक्ट्रॉन होता है लेकिन यह अधातु है। हीलियम में 2 संयोजी इलेक्ट्रॉन होते है लेकिन यह भी अधातु है।

(ix) सामान्यतया धातु धात्विक चमक रखती है तथा चाँदी, श्वेत दिखाई देती है। लेकिन सोना, पीले रंग का, ताँबा हल्का लाल भूरा होता है।

(x) सामान्यतया अधातुये मिश्रधातु नहीं बनाती है लेकिन कार्बन, आयरन के साथ मिश्रित होकर स्टील बनाती है।

इस प्रकार केवल भौतिक गुणों के आधार पर धातु व अधातुये वर्गीकृत हो सकती है। रासायनिक गुण उनको अधिक उपयुक्त तरह से वर्गीकृत करते है।

10. **एनोडीकरण (Anodising) :** धातु की सतह पर ऑक्साइड़ परत के निर्माण की प्रक्रिया एनोडीकरण कहलाती है। अर्थात् जब एल्युमिनियम को वायु में रखा जाता है तो यह इसकी सतह पर एक ऑक्साइड़ परत बनाती है। यह अभेदित परत होती है जो इसकी क्षरण (corrosion) से सुरक्षा करती है। यह परत एनोड़ीकरण की सहायता से अधिक पतली हो सकती है। यह एक प्रक्रिया है जिसमें एनोड़ के रूप में ली गई एल्युमिनियम धातु शुद्ध होती है। तनु H_2SO_4 विद्युत अपघट्य की तरह कार्य करता है। जब विद्युत धारा को इसमें से गुजारा जाता है तो O_2 गैस मुक्त होती है। जो एल्युमिनियम से क्रिया करके एल्युमिनियम ऑक्साइड़ की परत बनाती है।

यह ऑक्साइड़ परत रंगीन जैसे – लाल, नीली आदि हो सकती है इसलिए सजावटी वस्तुओं को अधिक आकर्षित बनाने के लिए इनको बनाया जाता है।

धातु, ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलकर, धातु ऑक्साइड़ बनाती है।

11. जल में ऑक्साइड़ो की विलेयता : कुछ धातु ऑक्साइड़ जल में विलेय होते है। घुलनशील क्षार, क्षारीय कहलाती है। जैसे –

$$\underset{}{K_2O} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{पोटेशियम हाइड्रॉक्साइड}}{2KOH}$$

$$\underset{\text{सोडियम ऑक्साइड}}{Na_2O} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम हाइड्रॉक्साइड}}{2NaOH}$$

$$\underset{\text{कैल्शियम ऑक्साइड}}{CaO} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड}}{Ca(OH)_2}$$

$$\underset{\text{मैग्नेशियम ऑक्साइड}}{MgO} + H_2O(hot) \longrightarrow \underset{\text{मैग्नेशियम हाइड्रॉक्साइड}}{Mg(OH)_2}$$

12. क्षारीय : वे क्षार जो जल में घुलते है, क्षारीय कहलाती है। उदाहरण के लिए, सोडियम हाइड्रॉक्साइड, पौटेशियम हाइड्रॉक्साइड, कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड़ आदि। ये फिनॉफ्थेलीन को गुलाबी में तथा लाल लिटमस को नीले में बदलती है।

13. क्षारीय ऑक्साइड़ : वे ऑक्साइड़ जो अम्लों या अम्लीय या अम्लीय ऑक्साइड़ों से क्रिया करके लवण तथा जल बनाते है। उन्हें क्षारीय ऑक्साइड़ कहते है। धातुये, ऑक्सीजन से क्रिया करके धातु ऑक्साइड़ बनाते है। जो सामान्यतया क्षारीय प्रकृति के होते है जैसे – Na_2O (सोडियम ऑक्साइड़), CaO (कैल्शियम ऑक्साइड़), K_2O (पोटेशियम ऑक्साइड़), MgO (मैग्निशियम ऑक्साइड़) क्षारीय ऑक्साइड़ होते है।

$$MgO + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

14. अम्लीय ऑक्साइड़ : वे ऑक्साइड जो क्षारो या क्षारीय ऑक्साइड़ से क्रिया करके लवण तथा जल बनाते है उन्हें अम्लीय ऑक्साइड़ कहते है। अधातुये, ऑक्सीजन से क्रिया करके अधातु ऑक्साइड़ बनाते है जो सामान्यतया अम्लीय प्रकृति के होते है। जैसे – CO_2 (कार्बन डाई ऑक्साइड़), SO_2 (सल्फर डाई ऑक्साइड़), SO_3 (सल्फर ट्राई ऑक्साइड़), P_2O_5 (फॉस्फोरस पेन्टा ऑक्साइड़), SiO_2 (सिलिकन डाई ऑक्साइड़) आदि अम्लीय ऑक्साइड़ होते है।

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

15. उदासीन ऑक्साइड़ : ये ऑक्साइड़ अम्लीय तथा क्षारीय दोनों प्रकृति के होते है। ये अम्लों तथा क्षारों दोनों से क्रिया करके लवण तथा जल बनाते है। कुछ धातुये उभयधर्मी ऑक्साइड़ बनाती है। ZnO (जिंक ऑक्साइड़) तथा Al_2O_3 (एल्युमिनियम ऑक्साइड़) उभयधर्मी ऑक्साइड़ होते है।

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$\underset{\text{जिंक ऑक्साइड}}{ZnO} + \underset{\text{सोडियम डाईऑक्साइड}}{2NaOH} \rightarrow \underset{\text{सोडियम जिंकेट}}{Na_2ZnO_2} + H_2O$$

16. उदासीन ऑक्साइड : ये ऑक्साइड़ ना तो अम्लीय प्रकृति के होते है और ना ही क्षारीय। ये ना तो अम्लों से क्रिया करते है और ना ही क्षारो से। कुछ धातुये उदासीन ऑक्साइड़ बनाते है। कार्बन मोनोऑक्साइड़ (CO), नाइट्रोजन ऑक्साइड़ (NO), नाइट्रस ऑक्साइड़ (N_2O) उदासीन ऑक्साइड़ों के उदाहरण हैं।

17. विद्युत संयोजी यौगिक : वे यौगिक धातु इलेक्ट्रॉन खोते हैं तथा अधातुयें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करती है। विद्युत संयोजी यौगिक कहलाती है। जैसे NaCl (सोडियम क्लोराइड) KCl (पौटेशियम क्लोराइड) आदि

$$\underset{\text{सोडियम}}{2Na} + \underset{\text{क्लोरीन}}{Cl_2} \rightarrow \underset{\text{सोडियम क्लोराइड}}{2NaCl}$$

18. विद्युत संयोजी यौगिक : जब धातुऐं हाइड्रॉजन से क्रिया करती है तो बने यौगिक हाइड्रॉइड़ कहलाते है। जैसे– सोडियम क्लोराइड़ (NaH), (पोटेशियम क्लोराइड़) (CaH_2) आदि। इन यौगिकों में धातुये इलेक्ट्रॉन खोती है जबकि हाइड्रोजन इलेक्ट्रॉन ग्रहण करते है।

$$\underset{\text{सोडियम}}{2Na} + \underset{\text{हाइड्रोजन}}{H_2} \rightarrow \underset{\text{सोडियम हाइड्राइड}}{2NaH}$$

19. धातु ऑक्साइड़ो की अम्लों से क्रिया : धातु ऑक्साइड़, अम्ल से क्रिया करके लवण तथा जल बनाते हैं क्योंकि अधिकांश धातु ऑक्साइड़, क्षारीय या उभयधर्मी प्रकृति के होते है। उभयधर्मी ऑक्साइड़, अम्लों तथा क्षारो दोनों से क्रिया करते है।

$$Na_2O + 2HCl(dil) \rightarrow 2NaCl + H_2O$$

$CaO(s) + H_2SO_4(dil) \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

$MgO(s) + 2HCl(dil) \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

$CuO(s) + 2HCl(dil) \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

$CuO(s) + H_2SO_4(dil) \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

$Fe_2O_3(s) + 6HCl(dil) \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$

$SnO_2 + 4HCl \rightarrow SnCl_4 + 2H_2O$

$PbO + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + H_2O$

$PbO + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$

$AlP_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

$\underset{\text{एल्युमिनियम ऑक्साइड}}{Al_2O_3} + \underset{\text{सोडियम हाइड्रॉक्साइड}}{2NaOH} \rightarrow \underset{\text{सोडियम एल्युमिनेट}}{2NaAlO_2} + \underset{\text{जल}}{H_2O}$

$\underset{\text{स्टेनिक ऑक्साइड}}{SnO_2} + \underset{\text{सोडियम हाइडॉक्साइड}}{2NaOH} \rightarrow \underset{\text{सोडियम स्टेनेट}}{Na_2SnO_3} + \underset{\text{जल}}{H_2O}$

$HgO + 2HCl \rightarrow HgCl_2 + H_2O$

$HgO + H_2SO_4 \rightarrow HgSO_4 + H_2O$

$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$

$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$

$ZnO + 2KOH \rightarrow \underset{\text{पौटेशियम जिकेंट}}{K_2ZnO_2} + H_2O$

20. धातुओं की क्रियाशीलता : सभी धातुये, समान दर से क्रिया नहीं करती कुछ बहुत तीव्र, कुछ मध्य जबकि कुछ बहुत धीमी क्रिया करती है। जैसे– सोडियम, पोटेशियम कमरे के ताप पर ऑक्सीजन से तीव्रता से क्रिया करके ऑक्साइड़ बनाते है। ये आर्द्र वायु की उपस्थिति में आग पकड़ सकती है। इन धातुओं को खुली वायु में ऑक्साइड़ तथा हाइड्रॉक्साइड़ निर्माण को रोकने के लिए इनकों केरोसीन तेल या बेंजीन में रखा जाता है। कमरे के ताप पर धातुये जैसे– Al, Zn, Cu, Mg, Sn, Pb, इनकी सतह पर ऑक्साइड़ परत बनाती है तथा निष्क्रिय हो जाती है। यह ऑक्साइड़ परत, एल्युमिनियम को निष्क्रिय बनाती है तथा यह H_2O, O_2 तथा सान्द्र HNO_3 से ओर अधिक क्रिया नहीं करने देती। कॉपर कम क्रियाशील होती है तथा काला रंग का ऑक्साइड़ बनाती है व बर्नर में नीले सिरे के साथ हरे रंग की ज्वाला देता है। मैग्निशियम, चकाचौंध वाले प्रकाश के साथ जलती है व MgO बनाती है। सिल्वर, गोल्ड व प्लेटिनम, ऑक्सीजन से क्रिया नहीं करती। मर्करी लाल रंग का ऑक्साइड़ HgO बनाती है।

धातुओं की क्रियाशील श्रेणी :

धातुओं की घटती क्रियाशीलता के क्रम की श्रेणी, को धातुओं की क्रियाशील या सक्रिय श्रेणी कहते है। शीर्ष पर अधिक क्रियाशील धातुये जबकि पैंदे में या सबसे नीचे कम क्रियाशील धातुये होती है। हाइड्रोजन से ऊपर वाली धातुये, हाइड्रोजन से अधिक क्रियाशील होती है। ये तनु अम्लों तथा जल से हाइड्रोजन से नीचे वाली धातुये हाइड्रोजन से कम क्रियाशील होती है तथा तुन अम्लों तथा जल से हाइड्रोजन को विस्थापित नहीं कर सकती।

K	पोटेशियम	अधिक क्रियाशील
Na	सोडियम	
Ca	कैल्शियम	
Mg	मैग्निशियम	
Al	एल्युमिनियम	बढ़ती क्रियाशीलता
Zn	जिंक	
Fe	आयरन	
Pb	लेड	
H	हाइड्रोजन	
Cu	कॉपर	
Hg	मर्करी	
Ag		

Au	सिल्वर सोना	कम क्रियाशील

21. धातुओं की जल के साथ अभिक्रिया : कुछ धातुये जैसे– ठण्ड़े जल में क्रिया करके हाइड्रॉक्साइड़ बनाती है तथा हाइड्रोजन गैस मुक्त करती है। कुछ धातुये जैसे– Mg, Zn, Al, गर्म जल से क्रिया करके ऑक्साइड़, हाइड्रॉक्साइड़ तथा हाइड्रोजन गैस बनती है। कुछ धातुये जैसे– Fe भाप से क्रिया करके Fe_3O_4 तथा $H_2(g)$ बनाती है। कुछ धातुये जैसे– Cu, Ag, Au, Hg, Pb व Pt, जल से क्रिया नहीं करती। क्योंकि ये सभी हाइड्रोजन से कम क्रियाशील होती है।

22. धातुओं की अम्लों से अभिक्रिया : धातुये तुन अम्लों से क्रिया करके लवण व हाइड्रूजन को विस्थापित करती है तथा लवण बनाती है। जैसा कि धातुओं की अम्लों से अभिक्रिया को प्रयोग में दर्शाया जाता है।

23. अम्लराज : यह सान्द्र HCl तथा सान्द्र HNO_3 (नाइट्रिक अम्ल) का 3 : 1 अनुपात होता है। यह गोल्ड़ तथा प्लेटिनम में घुल सकता है। गोल्ड तथा प्लेटिनम सान्द्र HCl से क्रिया नहीं करते। ये किसी भी प्रकार से HNO_3 से क्रिया नहीं करते। ये अम्लराज में घुलते है। अम्लराज NOCl (नाइट्रोसिल क्लोराइड) के निर्माण के कारण प्रबल ऑक्सीकारक होता है तथा दो अम्लों की अभिक्रिया द्वारा क्लोरीन बनती है। अम्लराज (रॉयल जल के लिए लेटिन शब्द) उच्च जलाने वाला तथा धुमिल द्रव होता है। इसे आँखों तथा त्वचा से दूर रखा जाना चाहिए।

24. धातुओं की दूसरी धातु लवणों के विलयन के साथ अभिक्रिया : अधिक क्रियाशील धातु, कम क्रियाशील धातु को उनके लवण विलयन से विस्थापित करती है। ये अभिक्रियाऐं विस्थापित अभिक्रियाऐं कहलाती है। इन अभिक्रियाओं को प्रायौगिक रूप से सम्पन्न करवाया जाता है।

25. धातुओं की क्रियाशीलता में अंतर का कारण :

हम प्रयोगों की सहायता से पता लगाते है कि कुछ धातुये कम क्रियाशील तथा अन्य धातुये अधिक क्रियाशील होती है। अब हम इसका कारण ज्ञात करेंगे की कुछ धातुये अधिक क्रियाशील जबकि अन्य धातुये कम क्रियाशील होती है। धातु वे तत्व होती जो आसानी से इलेक्ट्रॉन त्यागती है। धातुओं की क्रियाशीलता इस बात पर निर्भर करती है कि धातु कितनी आसानी से इलेक्ट्रॉन त्याग करती है तथा धनावेशित आयन बनाती है। धातुये 1 से 3 इलेक्ट्रॉन रखती है। जबकि अधातुये 4 से 8 इलेक्ट्रॉन रखती है। हाइड्रोजन तथा हीलियम क्रमशः 1 तथा 2 इलेक्ट्रॉन रखती है। लेकिन ये अधातुये नहीं होती। ये आसानी से इलेक्ट्रॉन नहीं त्याग सकती। बोरॉन तीन संयोजी इलेक्ट्रॉन रखती है लेकिन अधातु होती है।

26. तापों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास तथा धातु तथा धातुओं का वर्गीकरण :

क्र. सं.	तत्व	स्केत	परमाणु संरचना	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास K L M N O	संयोजी इलेक्ट्रॉन	धातु/अधातु
1.	**हाइड्रोजन**	**H**	**1**	**1**	**1**	**अधातु**
2.	**हीलियम**	**He**	**2**	**2**	**2**	**अधातु**
3.	**निऑन**	**Ne**	**10**	**2, 8**	**8**	**अधातु (उत्कृष्ट गैस)**
4.	**बोरॉन**	**B**	**5**	**2, 3**	**3**	**अधातु**
5.	**कार्बन**	**C**	**6**	**2, 4**	**4**	**अधातु**
6.	**नाइट्रोजन**	**N**	**7**	**2, 5**	**5**	**अधातु**

7.	**ऑक्सीजन**	**O**	**8**	**2, 6**	**6**	**अधातु**
8.	**फ्लोरीन**	**F**	**9**	**2, 7**	**7**	**अधातु**
9.	**सोडियम**	**Na**	**11**	**2, 8, 1**	**1**	**धातु**
10.	**मैग्निशियम**	**Mg**	**12**	**2, 8, 2**	**2**	**धातु**
11.	**एल्युमिनियम**	**Al**	**13**	**2, 8, 3**	**3**	**धातु**
12.	**पोटेशियम**	**K**	**19**	**2, 8, 8, 1**	**1**	**धातु**
13.	**कैल्शियम**	**Ca**	**20**	**2, 8, 8, 2**	**2**	**धातु**

27. धातुओं का इलेक्ट्रॉन त्यागने का कारण : तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में आप पाओगे कि उत्कृष्ट गैसे उनके बाह्य कोश में 8 इलेक्ट्रॉन रखती है तथा हीलियम को छोड़कर ये कम स्थाई होती है जिनमें दो संयोजी इलेक्ट्रॉन होते है। ये भी कम स्थाई होती है।

इसका अर्थ है कि सभी धातुये निकटतम उत्कृष्ट गैसीय विन्यास प्राप्त करने के लिए इलेक्ट्रॉन त्योगने की कोशिश करती है। जैसे

$$\underset{2,1}{Li} \longrightarrow \underset{2}{Li^+} + e^-$$

$$\underset{2,8,1}{Na} \longrightarrow \underset{2,8}{Na^+} + e^-$$

$$\underset{2,8,8,1}{K} \longrightarrow \underset{2,8,8}{K^+} + e^-$$

$$\underset{2,8,18,8,1}{Rb} \longrightarrow \underset{2,8,18,8}{Rb^+} + e^-$$

$$\underset{2,8,2}{Mg} \longrightarrow \underset{2,8}{Mg^{+2}} + 2e^-$$

$$\underset{2,8,8,2}{Ca} \longrightarrow \underset{2,8,8}{Ca^{2+}} + 2e^-$$

$$\underset{2,8,3}{Al} \longrightarrow \underset{2,8}{Al^{3+}} + 3e^-$$

28. अधातुओं का इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने का कारण : धातुयें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणात्मक आयन बनाती है। जिससे स्थाई उत्कृष्ट गैसीय विन्यास प्राप्त कर सकती है अर्थात् इसके बाह्यतम कोश में 8 इलेक्ट्रॉन होते है।

$$\underset{2,8,7}{Cl^{3+}} + e^- \longrightarrow \underset{2,8,8}{Cl^-}$$

$$\underset{2,5}{N} + 3e^- \longrightarrow \underset{2,8}{N^{3-}}$$

अधातुये इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके उनके अष्टक पूर्ण करती है।

29. अष्टक : परमाणु के बाह्यतम कोश में आठ इलेक्ट्रॉन वाला एक स्थाई समूह होता है।

30. आयनिक बंध : वह बंध जो इलेक्ट्रॉन त्याग करने या ग्रहण करने पर बनता है उसे आयनिक या विद्युत संयोजी बंध कहते है।

$$\underset{2,8,1}{Na} \longrightarrow \underset{2,8}{Na^+} + e^-$$

$$\underset{2,8,7}{Cl} + e^- \longrightarrow \underset{2,8,8}{Cl^-}$$

$(Na^+)(:\ddot{\underset{..}{Cl}}:)^-$ इलेक्ट्रॉन बिन्दु आरेख

$$\underset{2,8,2}{Mg} \longrightarrow \underset{2,8}{Mg^{2+}} + 2e^-$$

$$2Cl + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

$(Mg^{2+})\,(:\ddot{\underset{..}{Cl}}:^-)_2$ इलेक्ट्रॉन बिन्दु आरेख

$$\underset{2,8,3}{Al} \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$$

$$3F + 3e^- \longrightarrow 3F^-$$

$(Al^{3+})\,(:\ddot{\underset{..}{F}}:^-)_3$ इलेक्ट्रॉन बिन्दु आरेख

$$\underset{2,8,1}{2Na} \longrightarrow 2Na^+ + 2e^-$$

$$O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}$$

$(Na^+)_2(:\ddot{\underset{..}{F}}:^{2-})$ इलेक्ट्रॉन बिन्दु आरेख

31. आयनिक यौगिकों के गुण :

(i) आयनिक यौगिक ठोस होते है जैसे NaCl, KCl, $CuSO_4$, K_2SO_4, $NaNO_3$ ।

(ii) कुछ आयनिक यौगिक कठोर तथा भंगूर होते है। यह इनके मध्य प्रबल आकर्षण बल के कारण होता है

(iii) आयनिक यौगिकों की निबिड़ संकुलित संरचना होती है जैसे NaCl की फलक केन्द्रित घनीय संरचना होती है।

(iv) आयनिक यौगिको के गलनांक व क्वथनांक उच्च होते हैं। यह विपरीत आवेशित आयनों के मध्य प्रबल आकर्षण बलों के कारण होता है। इसलिए आयनों के मध्य धात्विक बलों को तोड़ने के लिए उच्च ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

(v) आयनिक व विद्युत संयोजी यौगिक जल में विलेय होते हैं क्योंकि ये जलीय विलयन में आयन बनाते हैं।

(vi) आयनिक यौगिक कार्बनिक विलायकों जैसे–एल्कोहॉल, एसीटॉन, ईथर, क्लोरोफॉर्म, कार्बनडाईसल्फाइड आदि। क्योंकि ये कार्बनिक विलायकों में आयन नहीं बनाते।

(vii) आयनिक यौगिक, गलित अवस्था में तथा जलीय विलयन में आयनों द्वारा धारा उत्पन्न करने के कारण विद्युत के चालक होते हैं।

(viii) ये ठोस अवस्था में विद्युत की चालक नहीं होती क्योंकि आयन मुक्त रूप से गति नहीं करते।

32. निष्कर्ष : ये आयनिक यौगिक जलीय विलयन में विद्युत चालकता दर्शार्ते हैं। क्षरण वह प्रक्रम है जिसमें धातु वायुमण्डल में उपस्थित पदार्थ के साथ क्रिया करके पृष्ठीय पदार्थ बनाते हैं अर्थात सिल्वर धातु Ag_2S के निर्माण के कारण काले रंग में बदल जाती है। कॉपर की सतह पर

$CuCO_3.Cu(OH)_2$ की एक हरी परत बनती है। लोहे पर जलयोजित फेरिक ऑक्साइड $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ की लाल भूरी परत बनती है,

धातु तथा अधातुओं के मध्य अन्तर

(A) भौतिक गुणों के आधार पर अंतर

धातु	अधातु
1. धातुये चमकीली होती है जिसे धात्विक चमक कहते है	अधातुओं में किसी भी प्रकार की धात्विक चमक नहीं होती। **अपवाद :** आयोडीन व ग्रेफाइट में धात्विक चमक होती है।
2. धातुये सामान्यतया विद्युत धनावेशित होती है	अधातुये सामान्यतया विद्युत ऋणावेशित होती है **अपवाद :** हाइड्रोजन एक अधातु है लेकिन विद्युत धनावेशित होती है
3. सामान्यतया धातुये ऊष्मा तथा विद्युत की अच्छी चालक होती है	सामान्यतया अधातुये ऊष्मा तथा विद्युत की बुरी चालक होती है **अपवाद** : ग्रेफाइट एक अधातु है लेकिन यह विद्युत की अच्छी चालक होती है। हाइड्रोजन अधातु है लेकिन ऊष्मा की अच्छी चालक है।
4. सामान्य ताप पर सामान्यतया धातुयें ठोस होती है **अपवाद :** पारा एक धातु है लेकिन सामान्य ताप पर द्रव होती है	सामान्य ताप पर अधातुये गैस तथा ठोस होती है। **अपवाद :** ब्रोमिन, अधातु है लेकिन सामान्य ताप पर द्रव होती है
5. धातुये अघातवर्द्धनीय व तन्य होती है। इनका घनत्व उच्च तथा प्रकाश को परावर्तित करती है **टपवाद :** सोडियम तथा पोटेशियम धातुऐं होती है लेकिन इनके घनत्व जल से कम होते हैं	धातुये अघातवर्द्धनीय तथा तन्य नहीं होती । इनका घनत्व न्यून तथा प्रकाश परावर्तित नहीं करती । **अपवाद :** प्लास्टिक सल्फर तन्य होता है
6. जल धातुओं को हथौड़े से पीटा जाता है तो एक अभिलाक्षणिक	अधातुयें, धात्विक ध्वनि उत्पन्न नहीं करती

ध्वनि उत्पन्न होती है जिसे धात्विक ध्वनि कहते हैं।	

(B) रासायनिक गुणों के आधार पर अंतर

धातु	अधातु
1. धातुये धनात्मक आयन बनाती है। उदा. Na^+, K^+, Ca^{2+}, Mg^{2+}, Fe^{2+} आदि।	अधातुये ऋणात्मक आयन बनाती है। उदा. Cl^-, S^{2-}, N^{3-} आदि।
2. धातुओं के ऑक्साइड़ क्षारीय प्रकृति के होते है अर्थात् धातुओं के ऑक्साइड़ जल से क्रिया करके क्षार या क्षारीय बनाती है। $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$ $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$	अधातुओं के ऑक्साइड़ अम्लीय प्रकृति के होते है अर्थात् अधातुये के ऑक्साइड़ जल से क्रिया करके अम्ल बनाती है। $CO_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{कार्बोनिक अम्ल}}{H_2CO_3}$ $SO_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{सल्फ्यूरिक अम्ल}}{H_2SO_3}$ $SO_3 + H_2O \rightarrow \underset{\text{सल्फ्यूरिक अम्ल}}{H_2SO_4}$
3. धातुये तनु अम्लों में घुलकर हाइड्रोजन गैस बनाती है। $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ अपवादस्वरूप कुछ धातुये हाइड्रोजन नहीं बनाती जब इनकी सामान्य परिस्थितियों में अम्ल से क्रिया की जाती है।	सामान्यतया अधातुये तनु अम्लों में नहीं घुलती
4. सामान्यतया धातुये हाइड्रोजन से नहीं जुड़ती **अपवाद :** कुछ धातुये (Na, Ca, Li, Be, आदि) हाइड्रोजन से क्रिया करके अवाष्शील अस्थाई हाइड्राइड़ बनाती है	अधातुये, हाइड्रोजन से जुड़कर स्थाई यौगिक बनाती है।
5. सामान्यतया धात्विक क्लोराइड़, जल द्वारा जल अपघटित नहीं होती केवल आंशिक रूप से जल अपघटित होती है। $NaCl + H_2O \rightarrow$ No जल अपघटन नहीं $AlCl_3 + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 3HCl$	अधातुओं के क्लोराइड, जल द्वारा जल अपघटित नहीं होती। $PCl_3 + 3H_2O \rightarrow 3HCl + H_3PO_3$ $SiCl_4 + 4H_2O \rightarrow Si(OH)_4 + 4HCl$

➢ प्रकृति में धातुओं की प्राप्ति

प्रकृति में धातुये मुक्त अवस्था या संयुक्त अवस्था में प्राप्त होती है। धातु को नवजात या मुक्त तब कहा जायेगा जब यह प्रकृति में धात्विक अवस्था में पायी जाती है। उदाहरण के लिए गोल्ड (सोना) धातु के रूप में पाया जा सकता है। क्योंकि जब गोल्ड़ को प्रायोगिक रूप से वायु में रखा जाता है तो कोई परिवर्तन नहीं होता। यह वायु, नमी, ऑक्सीजन तथा कार्बन डाई ऑक्साइड़ से क्रिया नहीं करता। अतः वे धातुये जो वायु की नमी, ऑक्सीजन तथा कार्बन डाई ऑक्साइड़ से अप्रभावित रहती है, नवजात या मुक्त अवस्था में पाई जाती है। अन्य शब्दों में अक्रियाशील धातुये प्रकृति में मुक्त अवस्था में मिलती है इसका कारण रासायनिक अभिकर्मकों के प्रति कम क्रियाशीलता होती है। अक्रियाशील धातु का एक अन्य उदाहरण सिल्वर (चाँदी) है।

क्रियाशील धातुये अर्थात् वे धातुये जो नमी, ऑक्सीजन, कार्बन डाई ऑक्साइड़ या अन्य रासायनिक आभिकर्मकों

के साथ क्रिया करती है, प्रकृति में मुक्त अवस्था में नहीं मिलती। लेकिन यौगिकों के निर्माण में संयुक्त अवस्था में होती है।

सामान्यतया धातुये, अधात्विक तत्वों के साथ संयुक्त अवस्था में मिलती है। नवजात की प्राप्ति तुलनात्मक रूप से कठिन होती है।

प्रकृति में धातुओं की प्राप्ति

- मुक्त अवस्था में (गोल्ड़, प्लेटिनम, सिल्वर, मर्करी आदि)
- संयुक्त अवस्था में (सोडियम, कैल्शियम, पोटेशियम, एल्युमिनियम,

खनिज तथा अयस्क :

धातु युक्त पदार्थ जो भू-पर्पटी में पाये जाते है, खनिज कहलाते है। अन्य शब्दों में धातुओं के वे ठोस यौगिक जो प्रकृति में पाए जाते है उन्हें खनिज कहते हैं। उदाहरण के लिए, $NaCl$, KCl, $CaCO_3$, $MgCO_3$, ZnS, Cu_2S, Fe_2S_3 आदि। जो प्रकृति में पाए जाते है, खनिज होते है।

कुछ खनिज एवं उनकी भारत में प्राप्ति नीचे दी गई है।

धातु	**खनिज**	**भारत में प्राप्ति के स्थान**
1. सोडियम	टिंकल, बॉरेक्स	लद्याख (कश्मीर)
2. मैग्निशियम	डोलोमाइट, मैग्नेसाइट	तमिलनाडू
3. कैल्शियम	जिप्सम	राजस्थान, तमिलनाडू, जम्मू और कश्मीर
4. एल्युमिनियम	बॉक्साइट	UP, महाराष्ट्र,'MP, उड़ीसा
5. कॉपर	केल्केपायराइटीज या कॉपर पायराइटीज, मेलेकाइट	झारखण्ड, उड़ीसा, MP
6. जिंक	जिंक ब्लेण्ड	राजस्थान
7. मैग्नीज	पायरोलुसाइट	महाराष्ट्र, कर्नाटक और झारखण्ड
8. आयरन	हेमेटाइट	झारखण्ड और कर्नाटक

अयस्क :

खनिज जिसमें धातुओं को औद्योगिक पैमाने पर प्राप्त किया जा सकता है, अयस्क कहलाते हैं। अन्य शब्दों में, खनिज जिससे धातुओं को लाभदायक रूप से निष्कर्षित किया जा सकता है, अयस्क कहलाते है। $(Al_2O_3{\cdot}2H_2O)$ तथा क्ले $(Al_2O_3{\cdot}2SiO_2.2H_2O)$ दोनों बॉक्साइट, एल्युमिनियम के खनिज है। यद्यपि, बॉक्साइट से औद्योगिक रूप से एल्यूमिनियम प्राप्त करना महँगा होता है। इसलिए बॉक्साइड़, एल्युमिनियम का एक अयस्क होता है, क्ले नहीं। अत:

(i) सभी अयस्क, खनिज होते हैं लेकिन सभी खनिज, अयस्क नहीं होते।

(ii) एक अयस्क से, धातु की अधिक मात्रा युक्त होता है। अयस्क में सम्बन्धित धातुये या अशुद्धियाँ कम होती है।

<u>अयस्कों के विभिन्न प्रकार</u>

विभिन्न प्रकार के अयस्क जो धातुओं के निष्कर्षण में प्रयुक्त होते है, उन्हें नीचे दिखाया गया है।

1. **ऑक्साइड़ :** कॉपर, एल्यूमिनियम, जिंक, टिन, आयरन, आदि ऑक्साइड़ के रूप में प्राप्त होते है।
2. **सल्फाइड़ :** सिल्वर, कॉपर, जिंक, मर्करी, लेड़, आयरन, आदि सल्फाइड़ के रूप में पाये जाते है।

3. **कार्बोनेट :** सोडियम, कॉपर, कैल्शियम, मैग्निशियम, जिंक, लेड़, आयरन, आदि कार्बोनेट के रूप में पाये जाते है।

4. **सल्फेट :** सोडियम, कैल्शियम, मैग्निशियम, लेड़, आदि सल्फेट के रूप मे पाये जाते हैं।

5. **हैलाइड़ :** सोडियम, कैल्शियम, सिल्वर, आदि हैलाइड़ के रूप में पाये जाते है।

6. **फॉस्फेट :** कैल्शियम, फॉस्फेट के रूप में पाय जाता है।

➢ धातुकर्म

धातुओं को उनके अयस्कों से पृथक् करने का प्रक्रम तथा उपयोग करने के लिए उनका शोधन करना, धातुकर्म कहलाता है। अन्य शब्दों मे धातु को उनके अयस्कों से प्राप्त करने का प्रक्रम धातु का धातुकर्म कहलाता है।

धातुकर्म प्रक्रमों के वर्णन में प्रयुक्त सामान्य पद :

1. **आवेश :** धातु प्राप्त करने के लिए भट्टी में भरा गया पदार्थो का मिश्रण आवेश कहलाता है।

2. **अयस्क को साफ करना :** अयस्क के साथ जुड़ी अशुद्धियों को हटाना, अयस्क को साफ करना या गुणवत्ता बढ़ाना कहलाता है।

3. **निस्तापन :** धातु की अधिकता युक्त अयस्क को वायु की अनुपस्थिति या अपर्याप्त आपूर्ति में उच्च ताप पर गर्म करके इसके ऑक्साइड़ में बदलने के प्रक्रम कों निस्तापन कहते है।

4. **भर्जन :** अंति रूप से अयस्क को वायु की उपस्थिति में उच्च ताप पर गर्म करने का प्रक्रम भर्जन कहलाता है। भर्जन में वायु की उपस्थिति में धातु को इसके ऑक्साइड़ में परिवर्तित करते है।

5. **गालक :** गालक वह पदार्थ होता है जो धुम के साथ मिश्रण होता है ली गई राख (निस्तापित या भर्जित अयस्क तथा कोयला) युक्त मिश्रण को हटाता है तथा अयस्क में उपस्थित अगलनीय अशुद्धि को हटाता है।

6. **धातुमल :** गालक, अगलनीय अशुद्धियों के साथ जुड़कर उनकों गलनीय पदार्थ में परिवर्तित कर देता है। इसे धातुमल कहते हैं। धातुमल हल्के होने पर गलित धातु के ऊपर तैरता है।

धातु ऑक्साइड़ में उपस्थित अशुद्धियाँ, अम्लीय या क्षारीय हो सकती है। अम्लीय अशुद्धियों जैसे SiO_2 या P_2O_5 के लिए क्षारीय गालक (जैसे- CaO) को आवेश में मिलाते है। यदि क्षारीय अशुद्धियाँ जैसे– MnO उपस्थित हो तो सिलिका को आवेश में मिलाते हैं।

अशुद्धि	गालक	धातुमल
SiO_2 +	CaO ⟶	$CaSiO_3$
P_2O_5 +	3CaO ⟶	$Ca_3(PO_4)_2$
MnO +	SiO_2 ⟶	$MnSiO_3$

7. **अधात्री या मेट्रिक :** अयस्क, कुछ अवांछनीय पदार्थ या अशुद्धियाँ जैसे– रेत, चट्टानों या मिट्टी पदार्थो युक्त भू-पर्पटी से प्राप्त होते है। ये पदार्थ अधात्री या मैट्रिक्स कहलाते है। प्रारम्भ में धातुओं के निष्कर्षण से पहले इन अधात्री को हटाया जाता है।

8. **प्रगलन :** धातु को इनके कॉक युक्त ऑक्साइड़ अयस्क से अपचयन द्वारा प्राप्त करना, प्रगलन कहलाता है।

धातुकर्म के सिद्धान्त :

एक धातु का इसके अयस्क से पृथक् करना, धातुओं की क्रियाशीलता पर निर्भर करता है।

1. सक्रिय श्रेणी की शीर्ष पर स्थित धातुऐं (K, Na, Ca, Mg, आदि) उच्च क्रियाशील होती है। ये मुक्त अवस्था में नहीं मिलती। ये गलित अयस्क के वैद्युत अपघटन द्वारा पृथक् होती है।

2. सक्रिय श्रेणी के मध्य में स्थित धातुये (Zn, Fe, Pb, आदि), मध्यम क्रियाशील होती है। ये इनके सल्फाइड़ या कार्बोनेट अयस्क के भर्जन तथा निस्तापन द्वारा प्राप्त होती है।

3. सक्रिय श्रेणी के पैंदे पर स्थित धातुये (Au, Ag, Pt, Cu) सबसे कम क्रियाशील होती है तथा मुक्त अवस्था में मिलती है। कॉपर तथा सिल्वर भी इनके सल्फाइड़ या ऑक्साइड़ अयस्क के रूप में मिलते है। यह भर्जन प्रक्रिया द्वारा प्राप्त होते है।

धातुकर्म प्रक्रम :

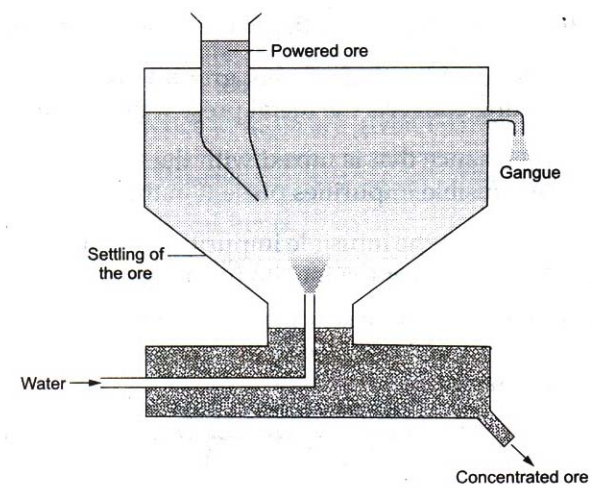
धातुकर्म में प्रयुक्त विभिन्न पदों को नीचे दिखाया गया है।

1. अयस्क की गुणवत्ता बढ़ाना या साफ करना
2. गुणवत्तावान अयस्क का इसके धातु ऑक्साइड़ में रूपान्तरण
3. धातु का धातु ऑक्साइड़ से पृथक्
4. धातु का परिष्करण या शुद्धिकरण

एक अयस्क की गुणवत्ता बढ़ाना या साफ करना :

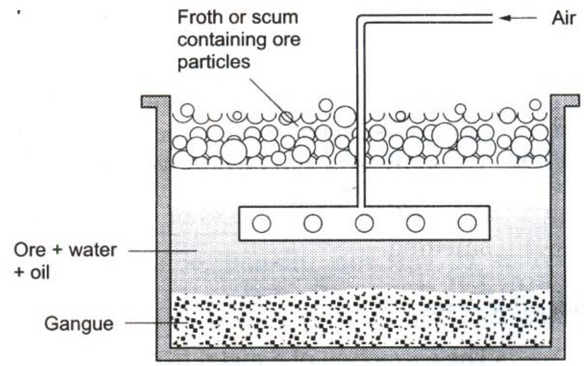
भू-पर्पटी से प्राप्त अयस्क, में अधिक मात्रा होती है। अशुद्धियों (अधात्री) जो हटाई जा सकती है। जब अयस्क, अधात्री से मुक्त होता है। तब लगातार उपचार के लिए उपयुक्त होता है। एक अयस्क की गुणवत्ता को बढ़ाने या स्वच्छ करने के लिए निम्न विधियाँ हो सकती है।

(i) गुरूत्वीय पृथक्करण : चूर्णित अयस्क को जल की धारा में धोया जाता है। हल्के पत्थर तथा भूमिक अशुद्धियों को जल द्वारा धोया जाता है। जबकि भारी अयस्क कण शेष रहकर तल पर बैठ जाते हैं। इस प्रक्रम को गुरूत्वीय पृथक्करण कहते है।



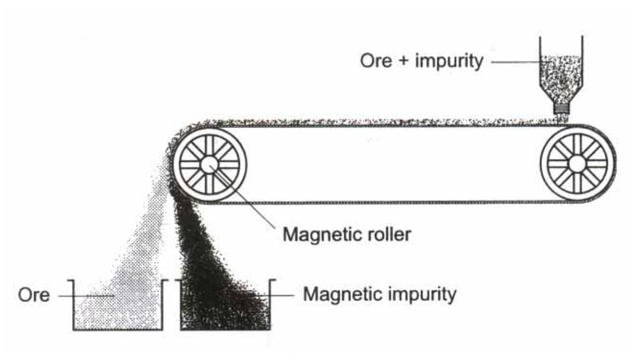
(ii) झाग प्लवन : कॉपर, लेड़ तथा जिंक के सल्फाइड़ अयस्कों का सान्द्रण सामान्यतया इस विधि द्वारा किया जाता है।

अंत में चूर्णित अयस्क को टेंक में जल तथा तेल की अल्प मात्रा के साथ मिश्रित किया जाता है। वायु को मिश्रण में गुजारा जाता है। जिससे सतह पर झाग या गंदगी बनती है। अयस्क कणों को झाग द्वारा सतह पर लाया जाता है। भूमिक अशुद्धियाँ तल में बैठ जाती है। अयस्क से सम्बन्धित झाग को हटा लिया जाता है। अम्ल को झाग हटाने के लिए मिलाया जाता है। सान्द्रित अयस्क को छान लिया तथा सुखा लिया जाता है।



(iii) द्रवीकरण : यह प्रक्रम उन अयस्कों का सान्द्रण करने के लिए प्रयुक्त होता है जिनका गलनांक, अशुद्धियों से कम होता है। स्टीबनाइट जो एन्टीमनी का एक अयस्क है। इसका सान्द्रण इस विधि द्वारा किया जाता है। अशुद्ध अयस्क को गर्म होता है। अयस्क गलता है तथा सतह पर तैरता है। अशुद्धियाँ शेष बचती है।

(iv) चुम्बकीय पृथक्करण : इस विधि का प्रयोग तब किया जाता है जब अयस्क के चुम्बकीय गुण तथा अशुद्धियाँ भिन्न होती है। उदाहरण के लिए टिनस्टोन, टिन का एक अयस्क होता है। जिसमें वॉल्फ्रॉम अशुद्धि होती है जो चुम्बकीय है। इस अशुद्धि को हटाने के लिए अंत में अयस्क को चूर्णित किया जाता है तथा चुम्बकीय तथा अचुम्बकीय कण को पृथक् कर लिया जाता है। चूर्णित टिनस्टोन को चित्र में दर्शाये अनुसार विद्युत चुम्बकीय पहियों पर गतिशील एक बेल्ट पर फैलाया जाता है। वॉल्फ्रॉम, चुम्बकीय आकर्षित होता है तथा चुम्बक के निकट एकत्रित हो जाता है। टिनस्टोन, चुम्बक से दूर घिरते है।



(v) निक्षालन या रासायनिक पृथक्करण : इस विधि में चूर्णित अयस्क को एक उपयुक्त विलायक के साथ उपचारित किया जाता है। अयस्क इसमें घुलता है जबकि अशुद्धि अघुलनशील रहती है। उदाहरण के लिए बॉक्साइट अयस्क में अशुद्धि के रूप में Fe_2O_3, SiO_2 आदि होती हैं। अयस्क को चूर्णित किया जाता है तथा सोडियम हाइड्रॉक्साइड के विलयन के साथ उपचारित किया जाता है। अयस्क में उपस्थित $A1_2O_3$ तथा SiO_2 घुलकर क्रमशः सोडियम एल्युमिनेट तथा सोडियम सिलिकेट बनाती है। शेष बची अशुद्धियाँ अघुलनशील होती है। अशुद्धियाँ छानी नहीं जाती। छनित में सोडियम एल्युमिनेट तथा सोडियम सिलिकेट को ताजे बने एल्युमिनियम हाइड्रॉक्साइड के साथ अनेक घण्टों के लिए हिलाया जाता है। सोडियम एल्युमिनेट, जलअपघटन द्वारा अवक्षेप के रूप में एल्युमिनियम हाइड्रॉक्साइड़ बनाता है। एल्युमिनियम हाइड्रॉक्साइड़ को मिलाने पर हाइड्रॉक्साइड़ का अवक्षेपण बढ़ता है। विलेय सोडियम सिलिकेट, विलयन में रहता है। जब अवक्षेप को छाना, धोया, शुष्क तथा जलाया जाता है तो शुष्क एल्युमिना (Al_2O_3). प्राप्त होता है।

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

$NaAlO_2 + 2H_2O \rightarrow Al(OH) + NaOH$

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

अच्छे अयस्क का धातु के ऑक्साइड़ में रूपान्तरण :

धातुओं को इनके कार्बोनेट या सल्फाइड़ों की अपेक्षा इनके ऑक्साइड़ से आसानी से प्राप्त किया जाता है। अतः सान्द्रित अयस्क, धातु ऑक्साइड़ में परिवर्तित हो जाता है जो धातु में अपचयित हो जाता है। ऑक्साइड़ में यह रूपान्तरण, निस्तापन या भर्जन प्रक्रम द्वारा होता है। इस प्रक्रम में अयस्क को वायु की अनुपस्थिति में अत्यधिक गर्म किया जाता है तथा ताप को इसके गलनांक से नीचे रखा जाता है जिससे वाष्पशील अशुद्धियाँ उड़ जाती है।

उदाहरण :

(i) ऑक्साइड़ अयस्क से नमी तथा अन्य वाष्पशील अशुद्धियों को निस्तापन द्वारा हटाया जाता है।

$Al_2O_3 . 2H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 2H_2O$

(ii) कार्बोनेट, अयस्क से कार्बन डाई ऑक्साइड़ को निस्तापित द्वारा मुक्त की जाती है।

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

$CaC0_3 \cdot MgCO_3 \rightarrow CaO + MgO + 2CO_2$

$\underset{\text{केलेमाइन अयस्क}}{ZnCO_3} \rightarrow ZnO + CO_2$

$CuCO_3 \cdot Cu(OH) \rightarrow 2CuO + H_2O + CO_2$

सामान्यतया सल्फाइड़ अयस्क को भर्जन द्वारा ऑक्साइड़ में परिवर्तित किया जाता है। इस प्रक्रम में अयस्क को इसके गलन बिन्दु से नीचे गर्म करते हैं`लेकिन हमेशा वायु की उपस्थिति में जिसमें यह ऑक्सीकृत हो सकता है।

आर्सेनिक तथा इसी के समान अन्य तत्व मुक्त अवस्था या संयुक्त अवस्था में वाष्पशील ऑक्साइड़ में ऑक्सीकृत हो जाती है।

(i) जिंक ब्लेण्ड (ZnS) वायु में भर्जित होकर इसके जिंक ऑक्साइड़ में परिवर्तित हो जाता है।

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

(ii) गेलेना (PbS), भर्जन द्वारा लिथार्ज (PbO) में परिवर्तित हो जाता है।

$2PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2$

(iii) सिनेबार (HgS) भर्जन द्वारा सीधे ही मर्करी (Hg) में परिवर्तित हो जाता है।

$HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$

(iv) आयरन पाइराइट (FeS_2) भर्जन द्वारा फेरिक ऑक्साइड़ में परिवर्तित होता है (Fe_2O_3)

$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$

इस प्रकार निस्तापन तथा भर्जन दोनों धातु के ऑक्साइड़ बनाते है। यद्यपि दोनों प्रक्रमों के मध्य कुछ बिन्दुओं का अन्तर होता है।

निस्तापन	भर्जन
1. अयस्क को वायु की अनुपस्थिति में गर्म किया जाता है।	अयस्क को वायु की उपस्थिति में गर्म किया जाता है।
2. ऑक्साइड़ या कार्बोनेट अयस्क के लिए प्रयुक्त होता है।	यह सल्फाइड़ के लिए प्रयुक्त होता है।

क्लोराइड़ अयस्क हमेशा निस्तापन या भर्जन द्वारा अपरिवर्तित रहते है।

धातु का धातु ऑक्साइड़ से निष्कर्षण :

इस प्रकार निर्मित धातु ऑक्साइड़ धातु में अपचयित होती है। इसके लिए प्रयुक्त विधि निष्कर्षित होने वाली धातु की क्रियाशीलता पर निर्मित करती है। निम्न विधियाँ प्रयुक्त होती है।

(i) क्रियाशील श्रेणी में निचली स्थितियों को ग्रहण करने वाली केवल धातुओं का ताप द्वारा अपचयन होता है

$$2HgS + 3O_2 \rightarrow 2HgO + 2SO_2$$

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$$

(ii) सक्रिय श्रेणी के मध्य में स्थित धातुओं (Fe, Zn, Ni, Sn, आदि) का रासायनिक अपचयन केवल उनके यौगिकों को गर्म करने पर नहीं हो सकते हैं। इनका ऑक्सीकारक से गर्म करने के लिए सामान्यतया कार्बन (कॉक) की आवश्यकता होती है। जब धातु ऑक्साइड़ों का कार्बन को साथ गर्म किया जाता है तो यह मुक्त धातु में अपचयित होती है।

$$MO + C \rightarrow \underset{(M=\text{धातु})}{M} + CO$$

धातु ऑक्साइड़ का कार्बन के साथ अपचयन, प्रगलन कहलाता है। अशुद्धिया, श्लेज के रूप में बाहर हो जाती है।

उदाहरण :

(i) जब जिंक ऑक्साइड़ को कार्बन के साथ गर्म किया जाता है तो जिंक धातु प्राप्त होती है।

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

(ii) जब स्टेनिक ऑक्साइड़ को कार्बन के साथ गर्म किया जाता है तो टिन धातु प्राप्त होती है।

$$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO$$

(iii) फेरिक ऑक्साइड़ (Fe_2O_3) को वात्याभट्टी में कॉक के साथ गर्म करते हैं तो यह आयरन में अपचयित हो जाता है।

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$

एल्युमिनियम के साथ अपचयन (थर्माईट प्रक्रम या एल्युमिनोतापमापी प्रक्रम)

कुछ धातु ऑक्साइड़, कार्बन के द्वारा संतुष्टिपूर्वक अपचयित नहीं हो सकते। इनके लिए क्रियाशील धातु, एल्युमिनियम को प्रयुक्त किया जाता है। यह प्रक्रम तापमापी प्रक्रम या एल्युमिनो तापमापी प्रक्रम है।

उदाहरण :

(i) मैग्निज डाई ऑक्साइड़, को एल्युमिनियम के साथ गर्म करने पर मैग्निज में अपचयित हो जाता है।

$$3MnO_2 + 4Al \rightarrow 3Mn + 2Al_2O_3$$

(ii) फेरिक ऑक्साइड़ (Fe_2O_3), एल्युमिनियम द्वारा मुक्त आयरन में अपचयित होता है।

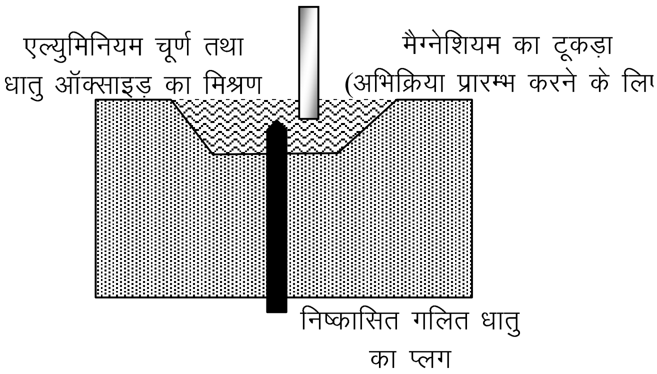
$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

(iii) क्रोमियम सेस्क्वीऑक्साइड़, एल्युमिनियम द्वारा क्रोमियम धातु में अपचयित होता है।

$$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

थर्माइट प्रक्रम में एल्युमिनियम चूर्ण को धातु ऑक्साइड़ के साथ मिश्रित किया जाता है। मैग्निशियम के एक टूकड़े को अभिक्रिया प्रारम्भ करने के लिए डाला जाता है एल्युमिनियम, ऑक्साइड़ को मुक्त धातु में अपचयित कर देती है।

आयरन ऑक्साइड़ की स्थिति में आयरन गलित अवस्था में प्राप्त होता है। (आयरन ऑक्साइड़ तथा एल्युमिनियम चूर्ण का मिश्रण थर्माइट कहलाता है)। गलित लोहे को दो लोहे की वस्तुओं को एक साथ जोड़न के लिए बूँद-बूँद डाला जाता है। टूटे हुए मशीन पुर्जे, रेल्वे पटरिया आदि इस विधि द्वारा जुड़ती है।



(iii) विद्युत अपघटनीय अपचयन : क्रियाशील धातुयें (क्रियाशील श्रेणी में उच्चतम) उपर्युक्त किसी भी विधियों द्वारा निर्मित नही हो सकती है। ये उनके गलित ऑक्साइड़ या क्लोराइड़ के विद्युत अपघटन द्वारा कैथोड़, उनके धातु में अपचयन के लिए धातु आयनों को इलेक्ट्रॉन देते है।

उदाहरण :

(i) सोडियम धातु, गलित सोडियम क्लोराइड़ के विद्युत अपघटन द्वारा प्राप्त हो सकती हैं।

$$2NaCl \xrightarrow{\text{fused}} 2Na^+ + 2Cl^-$$
$$2Cl \longrightarrow Cl_2 + 2e \quad \text{(at anode)}$$
$$2Na^+ \longrightarrow 2Na \quad \text{(at anode)}$$
$$2NaCl \xrightarrow{\text{electrolysis}} 2Na + Cl_2$$

(ii) मैग्नेशियम धातु, गलित मैग्नेशियम के विद्युत अपघटन द्वारा प्राप्त होती है।

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{fused}} Mg^{2+} + 2Cl^-$$
$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e \text{(at anode)}$$
$$Mg^{2+} + 2e \longrightarrow Mg \text{(at cathode)}$$
$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{electrolysis}} Mg + Cl_2$$

(iii) एल्युमिनियम ऑक्साइड़ (Al_2O_3) गलित एल्युमिनियम ऑक्साइड़ के विद्युत अपघटन द्वारा एल्युमिनियम में अपचयित होती है।

$$Al_2O_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3O^{2-}$$

एल्युमिनियम ऑक्साइड़ में उपस्थित एल्युमिनियम आयन कैथोड़ पर जाते है तथा एल्युमिनियम परमाणुओं मे अपचयित हो जाते हैं।

नोट : गलित लवणों के विद्युत अपघटनीय अपचयन के दौरान धातुऐं हमेशा कैथोड़ पर मुक्त होती है।

(iv) कुछ विशिष्ट विधियों द्वारा सिल्वर तथा गोल्ड़, अयस्क को सोडियम सायनाइड़ के विलयन से उपचारित करने पर प्राप्त होती है। विलयन मे सोडियम अर्जेन्टोसायनाइड़ (सिल्वर की स्थिति में) या सोडियम ऑरोसायनाइड़ (गोल्ड़ की स्थिति में) प्राप्त होती है। जिंक चूर्ण को विलयन में मिलाने पर सिल्वर या गोल्ड़ अवक्षेपित होता है।

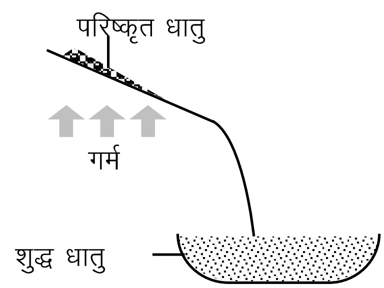
$$2Na[Ag(CN)_2] + Zn \rightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2Ag$$

$$2Na[Au(CN)_2] + Zn \rightarrow Na[Zn(CN)_4] + 2Au$$

धातुओं का परिष्करण :

अयस्क से प्राप्त धातु, शुद्ध नहीं होती। इसमें विभिन्न प्रकार की अशुद्धियाँ होती है। इन अशुद्धियों को निकालने, हटाने का प्रक्रम धातु का परिष्करण कहलाता है। सामान्य धातु परिष्करण के लिए प्रयुक्त कुछ विधियों का वर्णन नीचे किया गया है।

1. द्रवीकरण : यह प्रक्रम उच्च गलनांक वाली धातुओं से निम्न गलनांक वाली धातुओं (जैसे- टिन तथा लेड) को पृथक् करने में प्रयुक्त होता है।

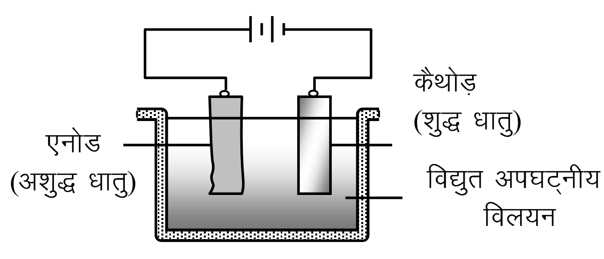


इस प्रक्रम में ढ़ाल वाली प्याली प्रयुक्त करते है। इस प्याली को धातु के गलनांक से अल्प ऊपरी ताप पर रखते है। अशुद्ध धातु को प्याली के शीर्ष पर रखते है। धातु पिघलती है तथा प्याली के नीचे की ओर आ जाती है अगलनीय अशुद्धियाँ शेष बच जाती है। यह विधि टिन के शुद्धिकरण में प्रयुक्त होती है।

2. खर्परण : इस विधि का उपयोग सिल्वर को लेड़ युक्त अशुद्धियों से शुद्धिकृत करने में किया जाता है। अशुद्ध सिल्वर (चाँदी) को अस्थि की राख से बने पात्र में वायु की उपस्थिति में गर्म किया जाता है। यह पात्र खप्पर कहलाता है। लेड़, लेड़ मोनोऑक्साइड़ में ऑक्सीकृत हो जाता है। अधिकांश लेड़ मोनोऑक्साइड़ को वायु की भट्टी में लिया जाता है। जहाँ लेड़ मोनोऑक्साइड़ का शेष भाग पिघलता है तथा अस्थि की राख द्वारा अवशोषित हो जाता है। शुद्ध सिल्वर शेष बच जाती है।

3. विलोड़न : इस विधि द्वारा कॉपर शुद्ध होती है। गलित अशुद्ध कॉपर [फफोलेदार ताँबा कहलाता है] को हरी लकड़ी के डण्ड़ों द्वारा हिलाया जाता है। डण्ड़ों से गैस निष्कासित होती है जो धातु ऑक्साइड़ को धातु में अपचयित करती है। गलित कॉपर को चूर्णित चारकॉल के साथ ढ़क कर रखा जाता है जिससे वायु के सम्पर्क में कॉपर पुनः ऑक्सीकृत होती है।

4. वैद्युत अपघटनीय परिष्करण : इस विधि का उपयोग धातुओं के तीव्रता से शुद्धिकरण के लिया किया जाता है। इस प्रकार अनेक धातुये जैसे– एल्युमिनियम, कॉपर, टिन, लेड़, गोल्ड़ तथा जिंक क्रोमियम को इस विधि द्वारा शुद्ध किया जाता है। अशुद्ध धातु का एनोड़ बनाया जाता है जबकि शुद्ध धातु की पत्ती, कैथोड़ के रूप में कार्य करती है धातु के लवण का विलयन विद्युत अपघट्य की तरह कार्य करता है।



विलयन में से विद्युत धारा को प्रवाहित करने पर कैथोड पर शुद्ध धातु निक्षेपित होती है। धातु में उपस्थित अत्यधिक क्रियाशील धातु में शुद्धिकृत होकर विलयन में चली जाती है। कम क्रियाशील अशुद्धिया विद्युत अपघट्नीय सेल के तल में एकत्रित हो।

अतिशुद्ध धातु :

तकनीक सुविधाओ के युग में विशिष्ट उद्देश्यो के लिए उच्च शुद्ध धातुओ की आवश्यकता होती है। उदाहरण के लिए अर्द्धचालक उपकरण बनाने के लिए शुद्ध जर्मेनियम की आवश्यकता होती है। उच्च स्तर की शुद्धता के यूरेनियम का उपयोग नाभिकीय रियक्टरो मे ईधन के रुप में किया जाता है।

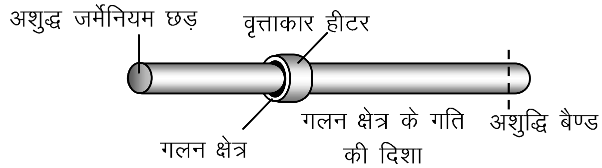
बहुत अधिक शुद्वता की धातुओ से उपकरण बनाने के लिए दो विशिष्ट तकनीकि निम्न है–

1. वॉन आर्केल विधि : यह विधि अतिशुद्ध धातु प्राप्त करने के लिए वॉन आर्केल द्वारा विकसित की गई हैं। यह धातु यौगिकों के तापीय अपघटन पर आधारित होती हे। यह शुद्ध टाइटेनियम प्राप्त करने के लिए प्रयुक्त होती है जो अंतरिक्ष तकनीकी में प्रयुक्त होती है। अशुद्ध टाइटेनियम धातु, टाइटेनियम टेट्रा-आयोडाइड़ में परिवर्तित होती है।

$$Ti + 2I_2 \rightarrow TiI_4$$

इस प्रक्रम में प्रयुक्त वायु (बेरल में) निष्कासित होकर एक उच्च निर्वात बनाती हैं। एक आयोडिन बल्ब टूट जाता हैं। टाइटेनियम धातु गर्म होती है जो आयोडिन से क्रिया करके गैसीय टाइटेनियम टेट्रा–आयोडिन बनाती है। अशुद्धिया, आयोडिन से क्रिया नहीं करती । टाइटेनियम टेट्रा–आयोडाइड़ की वाष्प को एक गर्म टंगस्टन फिलामेंट (1674 K) के ऊपर से गुजारते है। टाइटेनियम टेट्रा–आयोडाइड़, टाइटेनियम तथा आयोडिन में अपघटित हो जाता है तथा मुक्त हो सकता है। उत्पन्न आयोडिन अपचयित हो सकती है तथा अधिक टाइटेनियम से क्रिया करती है। इस प्रक्रम को बार–बार दोहराया जाता है।

2. क्षेत्र परिष्करण विधि : यह विधि उच्च शुद्धता की धातु प्राप्त करने के लिए उपयुक्त होती है। जर्मेनियम जो अर्द्धचालक उपकरणों में प्रयुक्त होता है। इसकों इसी विधि द्वारा शुद्धिकृत किया जाता है। इस विधि में मुख्य लाभ यह है कि अशुद्ध गलित धातु को जब लगातार ठण्ड़ा किया जाता है तो शुद्ध धातु के क्रिस्टल निक्षेपित हो जाते है।



एक अशुद्ध जर्मेनियम छड़, वृत्ताकार हीटर के साथ घुमती हैं। हीटर, धातु छड़ के सापेक्ष धीरे–धीरे गति करता है। छड़ का एक बैण्ड पिघलता है। हीटर गति करता है तथा धातु के क्रिस्टल पिघलकर बाहर आते है।

कुछ सामान्य धातुयें

आयरन (लोहा)

संकेत	Fe	परमाणु क्रमांक	26

आयरन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास :

आयरन का परमाणु क्रमांक 26 होता है। इसका अर्थ है कि आयरन के कोश में 26 इलेक्ट्रॉन होते है। आयरन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास नीचे दर्शाया गया है।

	K	L	M	N
Fe(26)	2	8	14	2

आयरन के एक परमाणु के बाह्यतम कोश में 2 इलेक्ट्रॉन होते है।

आयरन (लोहे) की प्राप्ति :

भू-पर्पटी पर आयरन की प्राप्ति एल्युमिनियम के बाद द्वितीय स्थान रखती है। यह भू-पर्पटी का 4.7% बनाती है। मुक्त आयरन अधिक उल्का पिण्ड़ों में पायी जाती है।

आयरन, क्रियाशील धातु है। इसलिए यह प्रकृति में मुक्त रूप में नहीं पायी जाती। संयुक्त अवस्था में यह ऑक्साइड़, सल्फाइड़, कार्बोनेट आदि के रूप में प्राप्त होता है। लोहे के मुख्य अयस्क निम्न है।

(i) हेमेटाइट, Fe_2O_3

(ii) मैग्नेटाइट, Fe_3O_4

(iii) लाइमोनाइट, $2Fe_2O_3 . 3H_2O$

(iv) सिडेराइट, $FeCO_3$

(v) आयरन पाइराइट, FeS_2

आयरन का महत्वपूर्ण अयस्क हेमाटाइट होता है जो लोहे के निष्कर्षण में सामान्यतया अधिक प्रयुक्त होता है। उच्च सल्फर की मात्रा के कारण लोहे के निष्कर्षण के लिए पायराइट अयस्क (FeS_2) प्रयुक्त नहीं हो सकती हैं।

भारत में लोहा :

लोहा अधिक आर्थिक महत्व की धातु है। लोहे का विश्व में निष्कासन प्रतिवर्ष दो हजार मिलियन टॉन्स से अधिक है। 2002-03 में भारत के लोहे का कुल उत्पादन लगभग 97 मिलियन टॉन्स तक पहुँच गया है। भारत में लोह अयस्क अधिक मात्रा में मिलता है। हेमेटाइट का लगभग 12,318 मिलियन टॉन्स तथा मेग्नेटाइट का 5,396 मिलियन टॉन्स हैं। इसका अधिकांश विस्तार झारखण्ड, उड़ीसा, छत्तीसगढ़, तमिलनाडू, कर्नाटक तथा महाराष्ट्र में स्थित हैं। महत्वपूर्ण लोहा तथा स्टील प्लान्ट भिलाई, बोकारो, जमशेदपुर, राऊरकेला, दूर्गापुरा, आसेनोल तथा भद्रावती।

हेमेटाइट से लोहे का निष्कर्षण :

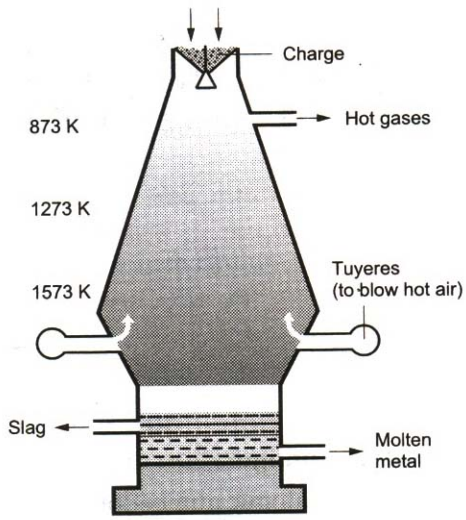
1. अयस्क का उपचार :

व्यस्क के बड़े–बड़े टुण्ड़ों को छोटे–छोटे टूकड़ों में तोड़ा जाता है। तत्पश्चात् जल के साथ धोकर क्ले, रेत तथा अन्य अतिरिक्त अशुद्धियों को हटाया जाता है। इस प्रकार अयस्क वात्याभट्टी में उपचार के लिए तैयार हो जाता हैं।

2. वात्याभट्टी में प्रगलन :

सान्द्रित अयस्क को कॉक तथा चूने पत्थर के साथ मिश्रित किया जाता है। मिश्रण, वात्याभट्टी के शीर्ष पर जमा हो जाता है। भट्टी में निम्न अभिक्रियायें होती हैं।

(i) आवेश को 873 K क्षेत्र तक कम किया जाता है। जिससे आयरन ऑक्साइड़, कॉक के जलने से बनी कार्बन मोनोऑक्साइड़ गैस के बढ़ने के साथ–साथ अपचयित होता जाता है।



$$2C + O_2 \rightarrow 2CO$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

इस प्रकार प्राप्त लोहा स्पॉन्ज लोहा कहलाता है

(ii) 1273 K क्षेत्र में सिलिका, धातुमल में परिवर्तित होती है।

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

$$CaO + SiO_2 \rightarrow \underset{\text{slag}}{CaSiO_3}$$

(iii) 1573 K क्षेत्र में स्पॉन्ज लोहा पिघलता है तथा कार्बन, फॉस्फोरस, सिलिका आदि घुलती हैं। धातुमल भी संगलित होता है। गलित पदार्थ भट्टी के आधार पर इकट्ठा हो जाता हैं। धातुमल इस पर तैरता रहता है। गलित लोहा को आवश्यकतानुसार निकाल लिया जाता हैं। यह लोहा, ढलवा लोहा कहलाता हैं।

चूने पत्थर का कार्य : चूने पत्थर, बिना बुझे चूने में विघटित होता है

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

बिना बुझा चूना, अशुद्धियों जैसे– रेत के साथ जुड़कर एक गलित धातुमल (कैल्शियम सिलिकेट) बनाता है।

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

धातुमल, गलित लोहे की सतह पर तैरता है। इसे समान्तरालों पर छिद्र द्वारा बाहर निकाल लिया जाता है। धातुमल के रूप में कैल्शियम सिलिकेट निर्माण के द्वारा केवल अवांछित सिलिका ही हटाई नहीं जाती बल्कि लोहों को भी ऑक्सीकृत से बचाया जाता है।

लोहे की किस्म/प्रकार है :

1. **ढलवा लोहा तथा कच्चा लोहा :** वात्याभट्टी में बना लोहा ढलवा लोहा कहलाता है। इसमें तुलनात्मक रूप से कार्बन की प्रतिशतता उच्च होती है जिसके कारण यह कठोर तथा भंगुर होता हैं। इसमें अशुद्धियों के रूप में फॉस्फोरस, सिलिकन तथा मैग्नीज आदि भी होती है। ढलवा लोहा पिघलकर स्टील के टूकड़ों के साथ मिश्रित हो जाता है तत्पश्चात् साँचों में ठण्डा कर कच्चा लोहा प्राप्त करते हैं। कच्चा लोहा अशुद्ध लोहा होता है तथा कठोर भंगुर होता हैं।

2. **पिटवा लोहा :** यह लगभग लोहे का शुद्ध रूप होता है। इसमें केवल 0.12% से 0.25% तक कार्बन पायी जाती है। यह कच्चे लोहे की अपेक्षा उच्च ताप (1773 K) पर पिघलती है। पिटवा लोहे को कच्चे/ढलवे लोहे को फेरिक ऑक्साइड़ (Fe_2O_3) के साथ पिघलाकर प्राप्त किया जाता है। अशुद्धियाँ जैसे– कार्बन, फॉस्फोरस, सिलिकन तथा मैग्नीज, Fe_2O_3 द्वारा ऑक्सीकृत होती है।

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$

पिटवाँ लोहा मुलायम, धूसर तथा कठोर हाता है। ये अघातवर्द्धनीय तथा तन्य होता हैं। अतः इसे चद्दरों में फैलाया तथा तारों में खींचा जा सकता है। इसका उपयोग चेन (सांखलों), तार, काँटे तथा विद्युत चुम्बकीय क्रोड़ बनाने में किया जाता है।

3. **स्टील (इस्पात) :** यह लोहा व कार्बन की मिश्रधातु होती हैं। इसमें कार्बन की मात्रा लगभग 0.15 से 1.7% तक होती है। स्टील के विभिन्न प्रकार निम्न है–

   (a) मृदु (इस्पात) : इसमें 0.3% से कम कार्बन होता है। इसे मृदु लोहा/मुलायम लोहा भी कहते हैं। मृदु इस्पात का उपयोग चद्दरों तथा तारों को बनाने में किया जाता है।

   (b) कठोर इस्पात : इसमें कार्बन की प्रतिशतता उच्च (0.7-1.7%) होती है। इसका उपयोग पुर्जे तथा उपकरण बनाने में किया जाता है।

   (c) मिश्रित इस्पात : मिश्रित इस्पात को निकेल, कोबाल्ट, क्रोमियम, टंगस्टन, मॉलिब्डेनम, मैग्नीज तथा

सिलिकन की अल्प मात्राओं को मिलाकर बनाया जाता है। मिश्रित इस्पात का उपयोग अत्यधिक कठोर मशीन, हेलमेट, कवच प्लेट, काटने के सामान, स्प्रिंग आदि को बनाने में किया जाता हैं।

(d) मध्य इस्पात : इसमें 0.3-0.7% कार्बन होती हैं। यह कठोर होता है तथा रेल, पुलों के निर्माण में प्रयुक्त होती है।

	C	Si	S	P	Mn
कच्चा लोहा	2-4.5%	0.7-3.5%	0.7-3.5%	0.05-1.5%	0.5-1.0%
ढ़लवा लोहा	0.12-0.25%	0.03-2.0%	0.02-0.2%	0.04-0.07%	0.1-0.4%
मृदु इस्पात	0.15%	0.03%	0.05%	0.05%	0.50%

तापीयन :

इस्पात की कठोरता तथा प्रत्यास्थता को गर्म करके वियोजित किया जा सकता है। इस्पात को लाल होने के नीचे तापमान तक गर्म किया जाता है। इसके पश्चात् इसे धीरे–धीरे ठण्ड़ा किया जाता है। यह प्रक्रिया इस्पात का तापीयन कहलाता है। यह इस्पात को कठोरता तथा प्रत्यास्था की उपयुक्त अवस्था में लाने के लिए प्रयुक्त होता है।

इस्पात का एनीलिंग :

कठोर स्टील को गर्म करने पर मुलायम हो सकती है। जब इसे उच्च ताप पर गर्म करने तत्पश्चात् धीरे–धीरे ठण्डा किया जाता है। यह प्रक्रिया एनीलिंग कहलाती है।

इस्पात की शीतलन :

कठोर इस्पात को उच्च ताप पर गर्म किया जाता है। तत्पश्चात् तेजी से तेल या जल में डूबोकर ठण्डा करते है। इस्पात, काँच की तरह कठोर तथा भंगुर हो जाता है। इस प्रकार से बना इस्पात, शीतल इस्पात कहलाता है तथा इस प्रकार बना इस्पात, शीतल या इस्पात की कठोरता कहलाता है।

लोहे के गुण

भौतिक गुण :

शुद्ध लोहा धूसर रंग का होता है यह अघातवद्धर्नीय तथा तनन क्षमता रखता है। यह 1808 K पर पिघलता है तथा 3023 K पर उबलता है। इसका घनत्व 7.9×10^3 kg cm^{-3} होता है।

रासायनिक गुण :

1. **संयोजकता :** यह परिवर्तनशील संयोजकता 2 व 3 दर्शाता है। यह द्विसंयोजी आयन (Fe^{2+}) तथा त्रिसंयोजी आयन (Fe^{3+}) बनाता है। जिन यौगिकों में आयरन द्विसंयोजकता दर्शाता हैं। उन्हे फेरस यौगिक कहते हैं। उदाहरण के लिए $FeCl_2$ में आयरन की संयोजकता 2 है। इसलिए यह फेरस क्लोराइड़ कहलाता हैं। $FeCl_3$, में आयरन की संयोजकता 3 है। अतः यह फेरिक क्लोराइड़ कहलाता है।

2. **वायु की क्रिया** : आर्द्र वायु तथा कार्बन डाई ऑक्साइड़ की उपस्थिति में आयरन, पर्पटी के रूप में टिन के साथ ढक जाता है। यह पर्पटी/पपड़ी जलयोजित फेरिक ऑक्साइड़ ($2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$) होती हैं।

3. **जल की क्रिया :** रक्त तप्त लोहा, भाप के साथ अपघटित होकर फेरासोफेरिक ऑक्साइड़ बनाता है तथा हाइड्रोजन गैस मुक्त करता है।

$$\underset{\text{iron}}{2Fe} + \underset{\text{steam}}{4H_2O} \rightarrow \underset{\text{ferrosoferric oxide}}{Fe_3O_4} + \underset{\text{hydrogen}}{4H_2}$$

4. **अम्लों की क्रिया** : लोहा, धातुओं की सक्रिय श्रेणी में हाइड्रोजन के ऊपर होता है। इसलिए यह हाइड्रोजन को तनु हाइड्रोक्लारिक अम्ल या तुन सल्फ्युरिक अम्ल से प्रतिस्थापित कर सकती है तथा सम्बन्धित फेरस लवणों का निर्माण होता है।

(i) हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ

(a) लोहा/आयरन तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल में घुलकर फेरस सल्फेट बनाता है। अभिक्रिया में हाइड्रोजन गैस बनती है।

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

(b) सान्द्रित हाइड्रॉक्लोरिक अम्ल भी आयरन के साथ हाइड्रोजन बनाता है।

(ii) सल्फ्युरिक अम्ल के साथ

(a) आयरन, तनु सल्फ्युरिक अम्ल में घुलकर फेरस सल्फेट बनाता है। अभिक्रिया में हाइड्रोजन गैस बनती है।

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$

(b) आयरन सान्द्र सल्फ्युरिक अम्ल के साथ क्रिया करके फेरस सल्फेट बनाती है तथा सल्फर डाई ऑक्साइड़ का निष्कासन होता है।

$$Fe + 2H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

सान्द्र $FeSO_4$ के द्वारा H_2SO_4 के ऑक्सीकरण के कारण कुछ फेरिक सल्फेट का भी निर्माण होता है।

$$2FeSO_4 + 2H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4) + 2H_2O + SO_2$$

(iii) नाइट्रिक अम्ल के साथ :

(a) आयरन, नाइट्रिक अम्ल के साथ क्रिया करके फेरस नाइट्रेट तथा अमोनियम नाइट्रेट बनाता है

$$4Fe + 10HNO_3 \rightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

(b) सान्द्र नाइट्रिक अम्ल के साथ, आयरन की सतह पर अघुलनशील फेरसोफेरिक ऑक्साइड़ (Fe_3O_4) के निर्माण के कारण आयरन निष्क्रिय हो जाता है।

5. **हैलोजनों से क्रिया** : हैलोजन, आयरन से जुड़कर आयरन से हैलाइड़ बनाती है। उदाहरण के लिए, क्लोरीन, गर्म आयरन के साथ जुड़कर फेरिक क्लोराइड़ बनाती है।

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

6. **सल्फर के साथ क्रिया :** जब आयरन की सल्फर के साथ क्रिया करवाई जाती है तो आयरन सल्फाइड बनता है।

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

7. **कम विद्युत धनी धातु का विस्थापन:** जब आयरन के टूकड़े को कॉपर सल्फेट के विलयन में डूबोया जाता है तो लवण से कॉपर विस्थापित होती है तथा आयरन की सतह पर जमा हो जाता हैं क्योंकि कॉपर, आयरन से कम विद्युत धनी होती है।

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$$

फेरस तथा फेरिक लवणों के मध्य अन्तर के लिए परीक्षण

(i) जब फेरस लवणीय विलयन को सोडियम हाइड्रॉक्साइड़ के साथ उपचरित किया जाता है तो फेरस हाइड्रॉक्साइड का एक हरा अवक्षेप प्राप्त होता है।

$$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH) + Na_2SO_4$$

जब फेरिक लवणीय विलयन को सोडियम हाइड्रॉक्साइड़ के साथ उपचारित किया जाता है तो फेरिक हाइड्रॉक्साइड़ का भूरा अवक्षेप बनाता है।

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Fe(OH) + 3Na_2SO_4$$

(ii) फेरस लवण सामान्यतया हरे रंग के होते है जबकि फेरिक लवण भूरे रंग के होते है।

जंग लगना :

जब लोहे/आयरन को नम वायु में रखा जाता है तो धातु की सतह पर फेरिक ऑक्साइड़ (Fe_2O_3) तथा फेरिक हाइड्रॉक्साइड़ (($Fe(OH_3$)) के मिश्रण की लाल–भूरी परत जमा हो जाती है। इस लाल–भूरी परत को जंग कहते है तथा यह प्रक्रम जंग लगना कहलाता है। इस प्रकार आयरन का जल तथा वायुमण्डीय ऑक्सीजन के द्वारा Fe_2O_3 तथा Fe(OH) के मिश्रण में धीर–धीरे रूपान्तरण होने को जंग लगना कहते है।

लोहे का जंग लगना एक ऑक्सीकरण अभिक्रिया है जो जल तथा ऑक्सीजन के आक्रमण के कारण होता है। यह पाया गया कि जंग लगना वायु–मुक्त जल में नहीं होता है। जल तथा ऑक्सीजन दोनों जंग लगने के लिए आवश्यक होते है। इस प्रकार जंग लगने के लिए निम्न आवश्यक परिस्थतयाँ होती है –

(i) ऑक्सीजन या वायु की उपस्थिति

(ii) जल या नमी की उपस्थिति

जंग लगने की प्रक्रिया लगातार होती रहती है। लोहे की सामर्थ्य में लगातार कमी आती जाती है तथा अंत में धातु पूर्णतः नष्ट हो जाती है।

जंग लगने को रोकना :

लोहे को जंग लगने से रोकने के लिए इसे वायु तथा जल सम्पर्क से दूर रखा जा सकता है तथा इसे एक मिश्रधातु में भी परिवर्तित किया जा सकता है।

यह निम्न प्रकार से प्राप्त हो सकता है–

1. लोहे की सतह को ग्रीस, पेन्ट वार्निस, इनेमल आदि के साथ ढ़ककर
2. लोहे की वस्तुओं की सतह पर जस्ते की एक पतली परत को चढ़ाने की क्रिया गेल्वेनीकरण कहलाता है। यह विद्युत निक्षेपण द्वारा होता है। अतः जस्ता को वायु में रखने पर कोई क्षरण नहीं होता जिससे लोहे पर जंग लगने की क्रिया को रोका जाता है।

3. लोह वस्तुओं की सतह पर क्रोमियम, टिन तथा निकेल या एल्युमिनयिम के साथ परतीकरण द्वारा इन धातुओं को क्षरण प्रतिरोधी बनाया जा सकता है अतः ये लोहे को जंग लगने से रोकता है।

4. इसको क्रोमियम तथा निकेल के साथ मिश्रधातु में परिवर्तित करके। यह मिश्रधातु स्टेनलेस स्टील कहलाती है।

लोहे का उपयोग :

1. लोहे का उपयोग घरेलू बर्तन तथा उपकरण बनाने में किया जाता है।

2. पिटवा लोहे तथा ढ़लवॉ लोहे को लोकोमोटिव के निर्माण, रेल्वे लाइने, स्प्रिंग, पाइप आदि बनाने में अधिक प्रयुक्त किया जाता है।

3. लोहे का उपयोग मकानों के निर्माण में विस्तृत रूप से किया जाता है। जैसे– इमारतों की छतों तथा अन्य पुर्जे के निर्माण में।

एल्युमिनियम

संकेत	Al	परमाणु क्रमांक	13

➢ इतिहास

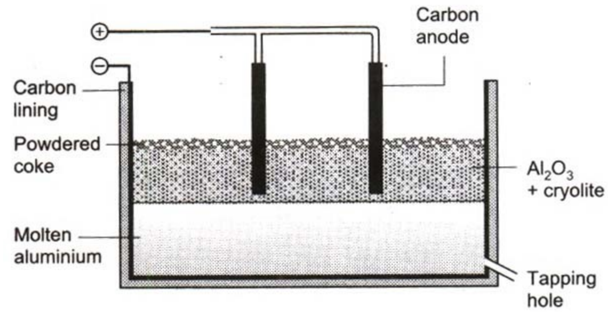
एल्युमिनियम सर्वप्रथम 1827 में एल्युमिनियम क्लोराइड़ को सोडियम के साथ उपचारित करके पृथक् किया गया हैं।

$AlCl_3 + 3Na \rightarrow Al + 3NaCl$

लेकिन यह प्रक्रम अत्यधिक महँगा था। इसके गुणों द्वारा प्रेरित धातुकर्मी वैज्ञानिकों ने सम्पूर्ण विश्व पर एल्युमिनियम के औद्योगिक उत्पादन के लिए प्रक्रम को अपनाया। लेकिन इससे प्राप्त धातु 1886 तक अधिक महँगी थी। जब फ्राँस में हेराल्ट तथा USA में हॉल ने एल्युमिनियम के पृथक्करण के लिए प्रक्रम को स्वतंत्र रूप से विकसित किया। इस प्रकार विश्व के अनेक क्षेत्रों में एल्युमिनियम का बड़े पैमाने पर निर्माण शुरू हुआ। हॉल–हेरॉल्ट प्रक्रम 19 वीं शताब्दी के अंत में सस्ते रूप में ऊभर कर आया।

2. एल्युमिना का वैद्युत अपघनीय अपचयन हॉल-हेरॉल्ट प्रक्रम :

एल्युमिना, क्रायोलाइट के साथ मिश्रित होता है तथा मिश्रण को एक लोह सेल में पिघलाया जाता है।



Figure

एल्युमिना, 2303 K पर पिघलता है। यह विद्युत का बुरा चालक होता है। लेकिन जब क्रायोलाइट तथा कुछ कैल्शियम फ्लोराइड़ के साथ मिश्रित किया जाता है तो मिश्रण विद्युत का अच्छा चालक होता है तथा 1173-1223 K पर पिघलता है। इस प्रकार क्रायोलाइट के अपचयन में ऊर्जा व्यय होती है। लोह कोष्टिका, कार्बन गैस के साथ अन्दर की ओर रेखित होती है। जो कैथोड़ बनाती है। कार्बन छड़, एनोड़ की तरह कार्य करती है। इस प्रकार वैद्युत अपघट्य में Na+, Al^{3+}, P^{-} तथा O^{2-} आयन होते है।

विद्युत धारा गुजारने पर AL^{3+} आयन कैथोड़ पर निरावेशित होते है तथा एनोड़ पर O^{2-} निरावेशित होते है।

$Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$ (कैथोड़ पर)

$2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e$ (ऐनोड़ पर)

अभिक्रिया में ऑक्सीजन की कुछ मात्रा बनती है तथा निष्कासित गैस एनोड़ से क्रिया करके CO_2 बनाती है। इस प्रकार कार्बन एनोड़ इसकी ऑक्सीजन ये क्रिया करने के कारण जलता है।

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

अतः एनोड़ को विभिन्न समान्तरालों से प्रतिस्थापित होता रहता है। यह एल्युमिनियम के निर्माण के व्यय को बढ़ाता हैं। गलित एल्युमिनियम तल में बैठ जाता है तथा इसे बाहर निकाल लिया जाता है।

मिश्रधातु	संघटन	उपयोग
1. जस्ता	Cu = 80%, Zn = 20%	शुद्ध Cu तथा Zn से कठोर ; घरेलू बर्तन, काट्राइड्ज आदि बनाने में होता है।
2. पीतल	Cu = 90%, Sn = 10%	स्टेट्स, मेड़ल जहाज, सिक्के, मशीन आदि बनाने में
3. शोल्डर/रांगा (सामान्य)	Sn = 50%, Pb = 50%	धातु जोड़ने, शोल्डरिंग तार, विद्युत घटक आदि बनाने में
4. ड्यूरेलियम	Al = 95.5%, Cu = 3% Mn = 1% Mg = 0.5%	हवाईजहाजों की बॉडी, रसोई के सामान, वाहनों के पुर्जे आदि बनाने में
5. बेबिट धातु	Sn = 90%, Sb = 7%, Cu = 3%	प्रति घर्षण रेखा में
6. जर्मेनियम सिल्वर	Cu = 60%, Zn = 20%, Ni = 20%	अटूटनीय आभूषणों आदि बनाने में
7. गन धातु	Cu = 60%, Sn = 10%	गियर, कॉस्टिंग आदि बनाने में
8. घंटी धातु	Cu = 78%, Sn = 22%	घंटियाँ, तालवाद्य बनाने में
9. मैग्नेलियम	Al = 90%, Mg = 10%	तराजू, हल्के उपकरण आदि में
10. पेवट्र	Sn = 75%, Pb = 25%	कप, जग आदि में
11. टाइप धातु	Pb=82%, Sb = 15%, Sn = 3%	कॉस्टिंग प्रकार

मिश्रधातु स्टील			
नाम	**संघटन**	**गुण**	**उपयोग**
1. मैग्नीज	Mn = 10 – 18%	पूर्ण कठोर, पहनने के लिए प्रतिरोधी	पीसने वाली मशीन, दस्तावेजों आदि में
2. क्रोम-वेनेडियम	Cr = 1-10%, V = 0.15%	उच्च तनन, प्रतिबल तथा एठन की प्रतिरोधी	वाहनों के एक्सल तथा अन्य पुर्जे
3. निकेल-क्रोमियम	Ni = 1-4%, Cr = 0.5-2%	उच्च तनन सामर्थ्य, कठोर व उच्च प्रत्यास्थ	क्वच प्लेटों में
4. 18–8	Cr = 18%, Ni = 8%	क्षरण की प्रतिरोधी	काटने के उपकरणों में
5. एल्नीकों	Co = 5%	उच्च चुम्बकीय	शक्तिशाली स्थाई चुम्बक में

महत्वपूर्ण रासायनिक अभिक्रियायें :

1. $CaCO_3 \xrightarrow{\text{Heat}} CaO + CO_2$

2. $CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$

3. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

4. $4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$

5. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$

6. $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$

7. $4K + O_2 \longrightarrow 2K_2O$

8. $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$

9. $CO_2 + C \longrightarrow 2CO$

10. $Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$

11. $Al_2O_3 \cdot 2H_2O + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2O$

12. $NaAlO_2 + HCl + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + NaCl$

13. $2Al(OH)_3 \xrightarrow{\text{Heat}} Al_2O_3 + 3H_2O$

14. $2CuS + 3O_2 \longrightarrow 2CuO + 2SO_2$

15. $3MnO_4 + 4Al \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3Mn$

16. $Fe_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 3Mn$

17. $CuS + 2CuO \longrightarrow 3Cu + SO_2$

18. $Si + O_2 \longrightarrow SiO_2$

19. $SiO_2 + C \longrightarrow Si + CO_2$

20. $Si + \underset{\text{(Steam)}}{2H_2O} \longrightarrow SiO_2 + 2H_2$

21. $Ca(OH)_2 + Cl \longrightarrow \underset{\text{Bleaching power}}{CaOCl_2} + H_2O$

22. $CaSO_4{\cdot}2H_2O \xrightarrow{373\,K} CaSO_4 \cdot \frac{1}{2} H_2O + \frac{3}{2} H_2O$

23. $S + \underset{\text{(conc.)}}{2H_2SO_4} \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$

24. $H_2 + S \longrightarrow H_2S$

25. $2NaOH + SI + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$

26. $C + H_2O \text{ (Steam)} \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2$

27. $P_4 + 3NaOH + 3H_2O$

$$\longrightarrow \underset{\text{Phosphine}}{PH_3} + \underset{\text{Sodium hypophosphite}}{3NaH_2PO_2}$$

28. $\underset{\text{Cinnabar}}{2HgS} + 3O_2 \longrightarrow 2HgO + 2SO_2$

29. $P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$

30. $P_4 + 10Cl_2 \longrightarrow 4PCl_5$

31. $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

32. $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

33. $K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

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

35. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$

36. $2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$

37. $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

38. $Mg + H_2O \xrightarrow{\text{boil}} MgO + H_2$

39. $Zn + H_2O \xrightarrow{\text{boil}} ZnO + H_2$

40. $3Fe + 4H_2O \text{ (Steam)} \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

41. $Zn + H_2SO_4 \text{ (dil)} \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$

42. $2Na + 2HCI \longrightarrow 2NaCl + H_2$

43. $Cu + \underset{\text{Conc.}}{2H_2SO_4} \xrightarrow{\text{Heat}} CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$

44. $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

45. $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$

46. $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

47. $Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$

48. $Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$

49 $Cu(s) + 2Ag^+ \longrightarrow Cu_2^+(aq) + 2Ag(s)$

50. $CaCO_3 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2$

51 $CuCO_3 \xrightarrow{\text{Heat}} Cu + CO_2$

52. $ZnCO_3 \xrightarrow{\text{Heat}} ZnO + CO_2$

53. $2Na + H_2 \xrightarrow{\text{Heat}} 2NaH$

54. $NaH + H_2 \xrightarrow{\text{Heat}} NaOH + H_2$

55 $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2AlP_3$

56. $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$

57. $Fe + S \xrightarrow{\text{Heat}} FeS$

58. $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$

59. $2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$

60. $Fe + H_2SO_4$ (dil.) $\longrightarrow FeSO_4 + H_2$

61. $Fe + 2HCl$ (dil.) $\longrightarrow FeCl_2 + H_2$

62. $Mg + H_2SO_4$ (dil.) $\longrightarrow MgSO_4 + H_2$

63. $2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2$

64. $Zn + S \xrightarrow{heat} ZnS$

65. $FeS + H_2SO_4$ (dil.) $\longrightarrow FeSO_4 + H_2S$

66. $Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$

67. $2Cu + O_z \longrightarrow 2CuO$

68. $CuO + H_2O \longrightarrow Cu(OH)_2$

69. $Cu(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CuCO_3 + H_2O$

70. $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

71. $2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$

72. $2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$

73. $SnO_2 + C \longrightarrow Sn + CO_2$

74. $FeCO_3 \xrightarrow{\Delta} FeO + CO_2$

75. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + 10H_2O$

76. $NH_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow (NH_4)HCO_3$

77. $(NH_4)HCO_3 + NaCl \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$

78. $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

79. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

80. $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

81. $S + 6HNO_3$ (Conc.) $\longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$

82. $P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$

83. $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3$

84. $Si + 2Cl_2 \xrightarrow{heat} SiCl_4$

85. $Si + 4HCl \longrightarrow SiCl_4 + 2H_2$

86. $P + 5HNO_3$ (Cone.) $\longrightarrow H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$

87. $C + 4HNO_3$ (Cone.) $\longrightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H2O$

88. $Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \longrightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5$

89. $2P_2O_5 + 10C \longrightarrow P_4 + 10\,CO$

90. $P_4 + 3O_2 \longrightarrow 2P_2O_3$

91. $P_4 + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$

92. $C + 2S \xrightarrow{heat} CS_2$

93. $Cu + \underset{\text{(Conc.)}}{4HNO_3} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

94. $3Zn + 8HNO_3$(dil) $\longrightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

95. $Mg + 2HNO_3$ (5%) $\longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$

96. $Mn + 2HNO_3$ (5%) $\longrightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2$

97. $4Zn + \underset{\text{(V.dil.)}}{10HNO_3} \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

98. $Mg + ZnSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Zn$

99. $Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$

100. $Mg + FeSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Fe$

➢ याद रखने योग्य बिन्दु

- धातुये, चमकीली, आघातवर्द्धनीय, तनन तथा उच्च घनत्व रखती है।
- धातुये, सामान्यतया ऊष्मा तथा विद्युत की अच्छी चालक होती है।
- धातु इलेक्ट्रॉन मुक्त करके धनात्मक आयन बनाती है।
- सभी धातुये, ऑक्सीजन के साथ जुड़कर धातु ऑक्साइड़ बनाती है।
- धातु के ऑक्साइड़ क्षारीय प्रकृति के होते हैं।
- धातुये, क्लेरीन से क्रिया करके धातुओं के विद्युत संयोजी क्लोराइड़ बनाती है।
- धातुये जैसे Li, Na तथा Ca हाइड्रोजन के साथ हाइड्राइड़ बनाती है।
- ये भू–पर्पटी के नीचे स्थित धातु युक्त पदार्थों के रूप में होती है। जिन्हें खनिज कहते है।
- खनिज जो धातुओं से बनते है तथा लाभ के लिए प्रयुक्त हो सकते हैं। उन्हें अयस्क कहते है।
- गालक वह पदार्थ होता है जिसे भट्टी में मिलाने पर अयस्क में उपस्थित अगलनीय अशुद्धियों को हटाता है।
- Flux combines with the nonfusible impurity to convert it into a fusible substance known as slag.

- सामान्यतया अधातुये ऊष्मा तथा विद्युत की बुरी चालक होती है।
- सभी अधातुये विद्युत ऋणाविशत होती है।
- लोहे के निष्कासन में चूने पत्थर का कार्य, धातुमल $CaSiO_3$ के निर्माण के लिए कैल्शियम ऑक्साइड़ (CaO) देता है।
- मिश्रधातु स्टील को निकेल, कॉबाल्ट, क्रोमियम, टँगस्टन, मॉलीवडेनेम, मैग्नीज या सिलिकन की अल्प मात्र को स्टील में मिलाकर बनाया जाता है।
- स्टील को रक्त होने तक गर्म करने तथा धीरे–धीरे ठण्डा करने को स्टील का तापीयन कहलाता है।
- लोहे का जंग लगना एक ऑक्सीकरण अभिक्रिया है जो वायु तथा जल की उपस्थिति में होती है।
- एल्युमिनियम भू-पर्पटी में मिलने वाली मुख्य धातु है।
- धातुओं को उनके अयस्कों से पृथक् करने का प्रक्रम तथा उनके उपयोग के लिए परिष्करण/शोधक को धातुकर्म कहते है।
- अयस्क में उपस्थित अवांछित पदार्थ, अधात्री कहलाती है।
- झाग प्लवन, कुछ अयस्कों के सान्द्रण के लिए प्रयुक्त विधि होती है।
- निस्तापन एक प्रक्रिया है जिसमें अयस्क को अधिक गर्म किया जाता है जिसमें वाष्शील अशुद्धियाँ हट जाती है।
- भर्जन एक प्रक्रिया है जिसमें अयस्क को नियंत्रित वायु व नियंत्रित ताप पर गर्म किया जाता है।
- प्रगलन, धातु को इनकों यौगिकों से प्राप्त करने की प्रक्रिया है।
- बॉक्साइट एक अयस्क है जिसमें एल्युमिनियम धातु को औद्योगिक रूप से प्राप्त किया जाता है।
- एल्युमिनियम का मुख्य अयस्क बॉक्साइट ($Al_2O_3 \cdot 2H_2O$) होता है।
- धातुये, वायु, कार्बन डाईऑक्साइड़, आर्द्रता आदि की क्रिया द्वारा धीरे–धीरे नष्ट हो जाती है। इसे धातुओं क्षरण कहते है।
- दो या अधिक धातुये या एक धातु व एक अधातु से एक मिश्रधातु का निर्माण होता है। काँसा, ताँबा व जस्ते की एक मिश्रधातु है।
- एक धातु का वह गुण जो इसे दो या अधिक रूप में बनाये रखता है।अपररूप कहलाता है।
- कॉपर का अधिक महत्वपूर्ण अयस्क कॉपर पायराइट ($CuFeS_2$) होता है।
- जब कॉपर को 300°C पर गर्म किया जाता है तो क्यूप्रिक ऑक्साइड़ बनता है जबकि (CuO) पर क्युप्रस ऑक्साइड़ (Cu_2O) बनता है।
- सिल्वर, जल तथा हाइड्रोक्लोरिक से क्रिया नहीं करती। यद्यपि ये नाइट्रिक अम्ल से क्रिया करके NO_2 गैस बनाती है।
- गोल्ड़ हमेशा अम्लराज में घुलता है। अम्ल राज हाइड्रोक्लोरिक अम्ल तथा सान्द्र नाइट्रिक अम्ल का 3 : 1 अनुपात में आतनन होता है।
- लेड को रगड़ने पर पेपर पर निशाना बनाता है। लेड़, उपमा का बहुत कम चालक होता है।
- जब जस्ते को सोडियम हाइड्रॉक्साइड़ के सान्द्र विलयन के साथ गर्म करने पर हाइड्रोजन गैस देती है। जबकि सोडियम जिंकेट, विलयन में बच जाता है।
- सल्फर का उपयोग रबड़ के वल्केनीकरण में होता है।