5. अम्ल, भस्म, लवण

- रासायनिक यौगिकों को अनेक वर्गों में वर्गीकृत किया गया है– जिनमें तीन प्रमुख वर्ग हैं– अम्ल, भस्म एवं लवण।

अम्ल (Acid)

- ऐसा यौगिक जो घोल में हाइड्रोजन आयन देता हैं, जिसमें हाइड्रोजन रहता है, जिसके धातु द्वारा विस्थापन से लवण का निर्माण हो सकता है, जिसमें प्रोटॉन त्यागने की प्रवृत्ति हो, जिसका स्वाद खट्टा हो एवं नीले लिटमस पत्र को लाल कर देता हो, अम्ल कहलाता है। जैसे–

1. हाइड्रो अम्ल (जिसमें हाइड्रोजन अवश्य हो) HCL, HBr, HCN
2. ऑक्सी अम्ल (जिनमें हाइड्रोजन एवं ऑक्सीजन दोनों हों)– H2SO4, HNO3, HClO3, एसीटिक अम्ल (C2H4O2), साइट्रिक अम्ल आदि।

- अम्ल प्रायः संक्षारिक (Corrosive) होते हैं।

भस्म (Base)

- ऐसा यौगिक जो अम्ल से प्रतिक्रिया कर लवण एवं जल देता हो, जिसमें प्रोटॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति हो एवं जल में घुलने से हाइड्रॉक्सिल आयन (OH-) देता हो, भस्म कहलाता है। भस्म दो प्रकार के होते हैं:

1. **जल में विलेय (भस्म)–** वैसा भस्म जो जल में घुलनशील हो, क्षार कहलाता है। यह लाल लिटमस पत्र को नीला एवं ठरमेटिक पत्र को भूरा कर देता है। यह छूने में साबुन जैसा चिकना होता है एवं इसका स्वाद कड़वा होता है। उदाहरण कॉस्टिक पोटाश (KOH), सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH) आदि।
2. **जल में अविलेय (भस्म)–** ये अम्ल के साथ प्रतिक्रिया कर लवण एवं जल बनाते हैं, लेकिन क्षार के अन्य गुण प्रदर्शित नहीं करते। जैसे- जिंक ऑक्साइड (ZnO), कॉपर हाइड्रॉक्साइड Cu(OH), फेरस एवं फेरिक ऑक्साइड (FeO, Fe2O3) आदि।

- अम्ल का क्षार से पूर्णरूपेण प्रतिक्रिया कराकर लवण एवं जल बनाने की प्रक्रिया का उदासीनीकरण कहते हैं।

लवण (Salt)

- अम्ल एवं भस्म के प्रतिक्रिया के फलस्वरूप जल के अलावा लवण बनता है। जैसे–

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

अम्ल क्षार लवण जल

अम्लों के उपयोग

1. दैनिक जीवन में खाने के काम में, जैसे खट्टे दूध के रूप में लैक्टिक अम्ल, सिरका एवं अचार के रूप में एसीटिक अम्ल, सोडा वाटर अथवा अन्य वातित पेय पदार्थों जैसे लिम्का, थम्सअप, पेप्सी, कोला आदि के रूप में कार्बोनिक अम्ल। अंगूर में टॉर्टरिक अम्ल, सेव में मैलिक अम्ल, नींबू एवं नारंगी में सिट्रिक अम्ल आदि।
2. खाना पचाने के लिए पेट में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl)।
3. सल्फ्यूरिक एवं नाइट्रिक अम्ल का लौह एवं इस्पात की वस्तुओं पर जस्ता चढ़ाने से पहले उन्हें साफ करने में, रंगों, विस्फोटों, उर्वरकों, दवाओं आदि के बनाने में।
4. नाइट्रिक अम्ल का सोना और चाँदी के शुद्धीकरण में।

भस्मों के उपयोग

1. दैनिक जीवन में कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड (बुझा हुआ चूना, Ca(OH)2 का घरों में चूना पोतने में, गारा एवं प्लास्टर बनाने, मिट्टी की अम्लीयता दूर करने, ब्लीचिंग बनाने, चमड़ा बनाने के लिए खल से बाल दूर करने, जल को मृदु बनाने, अम्ल-जलन पर मरहम-पट्टी करने में आदि।
2. कास्टिक सोडा (NaOH) का साबुन बनाने, पेट्रोलियम साफ करने, कपड़ा एवं कागज बनाने, दवा बनाने, घरों एवं कारखानों को साफ करने में।
3. कली-चूना या अनबुझा-चूना (CaO) का मकान बनाने में गारे के रूप में, शीशा, ब्लीचिंग पाउडर, कास्टिक सोडा, सोडियम कार्बोनेट आदि बनाने में।
4. पेट की अम्लीयता को दूर करने में मिल्क ऑफ मैग्नीशिया ($Mg(OH)_2$) का विलयन, ऐल्यूमिनियम हाइड्रॉक्साइड ($Al(OH)_3$) आदि का उपयोग प्रति-अम्ल (Antaacid) के रूप में किया जाता है।

लवणों के उपयोग

1. साधारण नमक अर्थात् सोडियम क्लोराइड (NaCl) का खाने में, अचार के परिक्षण तथा माँस एवं मछली के संक्षारण में।

2. खाने का सोडा (NaHCO3) का बेकिंग पाउडर के रूप में, पेट की अम्लीयता को कम करने में, अग्निशामक यंत्रों में।
3. धोवन सोडा (Na2CO3) का कपड़े धोने में, काँच, कास्टिक सोडा, अपमार्जक चूर्ण बनाने में।
4. पोटैशियम नाइट्रेट (KNO3) का बारूद बनाने में, उर्वरक के रूप में।
5. कॉपर सल्फेट का कवकनाशी के रूप में, विद्युत लेपन में, रंगाई एवं छपाई में।
6. पोटाश एलम या फिटकरी [K2SO4.Al2 (SO4) 3.24H2O] का पानी को शुद्ध करने में, रंगाई में, कटे हुए स्थान से रक्त का रिसाव रोकने में।
7. लवण एवं चीनीयुक्त पानी के घोल का पेचिश (Dysentry) और अतिसार (Diarrhoea) की स्थिति में, जिसे **मुख जलयोजन** (Oral Rehydration) कहते हैं।

वस्तु	पाये जाने वाला अम्ल
नींबू एवं नारंगी	साइट्रिक
सेव	मैलिक
अंगूर	टॉईरिक
शीतल पेय पदार्थ	कार्बोनिक
सिरका	एसीटिक
दही	लैक्टिक
चाय	टैनिक
मधुमक्खी या चींटी का डंक	फॉर्मिक
इमली	टॉर्टरिक

विलयन (Solution)

- विलयन दो या दो से अधिक पदार्थों का एक समांग मिश्रण है, जिसमें किसी निश्चित ताप पर विलेय या विलायक की आपेक्षिक मात्राएँ एक निश्चित सीमा तक निरंतर परिवर्तित हो सकती हैं।

उदाहरण– चीनी अथवा नमक का जल में विलयन। यहाँ चीनी या नमक विलेय है, जबकि जल विलायक।

- विलयन में उपस्थित विलेय के कण छन्ना-पत्र के आर-पार जा सकते हैं। विलयन स्थायी और पारदर्शक होता है।

संतृप्त विलयन (Saturated solution)

- किसी निश्चित ताप पर बना एक ऐसा विलयन, जिसमें विलेय पदार्थ की अधिकतम मात्रा घुली हुई हो, संतृप्त विलयन कहलाता है।

असंतृप्त विलयन (Unsaturated solution)

- किसी निश्चित ताप पर बना एक ऐसा विलयन, जिसमें विलेय पदार्थ की और अधिक मात्रा उस ताप पर घुलाई जा सकती है, असंतृप्त विलयन कहलाता है।

अतिसंतृप्त विलयन (Supersaturated solution)

- एक ऐसा संतृप्त विलयन, जिसमें विलेय की मात्रा उस विलयन को संतृप्त करने के लिए आवश्यक विलेय की मात्रा से अधिक घुली हुई हो, अतिसंतृप्त विलयन कहलाता है।

विलेयता या घुलनशीलता (Solubility)

- किसी विलेय की विलेयता उस विलेय का वह भार है जो विलायक के 100 ग्राम को एक संतृप्त घोल बना दे।
  - सामान्यत: ठोस पदार्थों की विलेयता ताप बढ़ने से बढ़ती है। लेकिन कुछ में घटती है अर्थात् वे ठंडे विलायक में अधिक विलेय हैं, जैसे NaSO4, Ca(OH)2 आदि।
  - किसी द्रव में गैस की विलेयता ताप बढ़ने से घटती है।

विलयन का सांद्रण (Concentration of solution)

- किसी विलायक (या विलयन) की इकाई मात्रा में उपस्थित विलेय की मात्रा को विलयन का सांद्रण कहते हैं। जिस विलयन में विलेय की पर्याप्त मात्रा घुली रहती है, उसे सांद्र विलयन (Concentrated solution) और जिसमें विलय की कम मात्रा घुली रहती है उसे तनु विलयन (Dilute solution) कहा जाता है। सभी तनु विलयन असंतृप्त विलयन होते हैं। किसी विलयन का सांद्रण आयतन या भार के अनुसार 'सामान्यतया' (Normality), ग्राम प्रति लीटर (gm/lit), मोलरता (Molarity), मोललता (Molality) या मोल-प्रभाज में व्यक्त किया जाता है।

कुछ महत्वपूर्ण तत्व एवं उनके यौगिक

हाइड्रोजन

- हाइड्रोजन का परमाणु क्रमांक 1 है। इसके परमाणु के बाहरी कोश में केवल एक इलेक्ट्रॉन होता है। इसकी संयोजकता एक (1) होती है। यह एक अपचायक है। यह धनायन और ऋणायन दोनों बनाती है। हाइड्रोजन का ऑक्साइड उदासीन हैं

हाइड्रोजन के समस्थानिक

- इसके तीन समस्थानिक हैं, जिनकी द्रव्यमान संख्याएँ क्रमश: 1, 2 और 3 हैं। इन समस्थानिकों को प्रोटियम

(1H1), ड्यूटीरियम (1H2 या D) और ट्राइटियम (1H3 या T) कहते हैं। ट्राइटियम रेडियोएक्टिव समस्थानिक है।

- **ड्यूटीरियम (भारी हाइड्रोजन)–** 1931 में **यूरे, ब्रिकपैड** और **मर्फी** ने हाइड्रोजन के भारी समस्थानिक की खोज की। और इसका नाम ड्यूटीरियम रखा। इसका परमाणु द्रव्यमान 2 होता है। 1934 में ड्यूटीरियम (D2) तथा भारी जल (D2O) की खोज के लिए यूरे को **नोबेल पुरस्कार** प्रदान किया गया। यह रंगहीन, गन्धहीन, स्वादहीन और जल में अविलेय गैस है। ड्यूटीरियम के अणु द्वि-परमाणुक होते हैं। इसकी अभिक्रियाएँ हाइड्रोजन की तुलना में मन्द होती हैं। परमाणु भारों का अनुपात अधिक होने के कारण समस्थानिकों की अभिक्रिया की दरों में अन्तर होना, समस्थानिक प्रभाव कहलाता है।

ड्यूटीरियम के उपयोग

- ड्यूटीरियम के यौगिक जैसे, D2O, ND3, CD, C6D6 आदि बनाने में, नाभिकीय संलयन प्रक्रियाओं में, कृत्रिम विघटन प्रक्रियाओं में तथा न्यूट्रॉन मंदक के रूप में इसका प्रयोग होता है।

भारी जल

- भारी हाइड्रोजन के ऑक्साइड D2O को भारी जल कहते हैं। इसकी खोज 1932 में **यूरे** और **वाशबर्न** ने की थी। भारी जल रंगहीन, गन्धहीन, स्वादहीन द्रव है। इसका गलनांक 3.8°C तथा क्वाथनांक 101°C होता है। इसके उच्चतम घनत्व का ताप 11.6°C होता है।

उपयोग

1. **न्यूट्रॉन मन्दक के रूप में:** नाभिकीय रिएक्टरों में जो पदार्थ तीव्रगामी न्यूट्रॉनों की चाल को मन्द करता है, उसे मन्दक कहते हैं। यह न्यूट्रॉन मन्दक के रूप में प्रयुक्त किया जाता है।
2. **ट्रेसर के रूप में:** भारी जल रासायनिक अभिक्रियाओं की क्रिया-विधियों एवं जैव-तन्त्रों के अध्ययन में ट्रेसर या सूचक के रूप में प्रयुक्त होता है।

नोट

- भारी जल शरीर के लिए हानिकारक होता है। यह पौधों के विकास को रोकता है तथा इससे बीजों का अंकुरण रूक जाता है। भारत में भारी जल उत्पादन के संयंत्र भाखरा नांगल, कोटा और बड़ौदा में हैं।

मृदु और कठोर जल

- जो जल साबुन के साथ आसानी के झाग देता है, उसे मृदु जल और जो कठिनाई से झाग देता है, उसे कठोर जल कहते हैं। जल की कठोरता उसमें कैल्सियम और मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट, क्लोराइड, सल्फेट नाइट्रेट आदि लवणों के घुले होने के कारण होती है। जब तक कठोर जल में उपस्थित कैल्सियम और मैग्नीशियम आयनों का पूर्ण रूप से अवक्षेपण नहीं हो पाता, तब तक कठोर जल साबुन के साथ झाग नहीं बनाता है। इस क्रिया में काफी साबुन व्यर्थ में खर्च हो जाता है। इसलिए कठोर जल कपड़े धोने के लिए उपयुक्त नहीं होता है। जल की कठोरता दो प्रकार की होती है, अस्थायी कठोरता और स्थायी कठोरता। यदि जल की कठोरता जल को उबालने से दूर हो जाती है तो इस प्रकार की कठोरता अस्थायी कठोरता कहलाती है। यह कठोरता जल में कैल्सियम और मैग्नीशियम के बाइकार्बोनेट घुले होने के कारण होती है। अस्थायी कठोरता जल को उबालने से या जल में बुझा चूना अथवा दूधिया चूना डालने से दूर हो जाती है।
- यदि जल की कठोरता जल को उबालने से दूर नहीं होती है तो इस प्रकार की कठोरता स्थायी कठोरता कहलाती है। जल की स्थायी कठोरता उसमें कैल्सियम और मैग्नीशियम के सल्फेट, क्लोराइड, नाइट्रेट आदि लवणों के घुले रहने के कारण होती है। जल में सोडियम कार्बोनेट डालकर उबालने से स्थायी और अस्थायी दोनों प्रकार की कठोरता दूर हो जाती है।
- कठोर जल पीने, कपड़े धोने, खाना पकाने आदि के योग्य नहीं होता है। कठोर जल बॉयलर में उपयोग नहीं किया जा सकता है, क्योंकि उसे उबालने पर बॉयलर में $CaSO_4$, $MgSO_4$ आदि लवणों की परत जमा हो जाती है, जिसके कारण जल को उबालने में अधिक ऊष्मा व्यय होती है।

कार्बन

- कार्बन एक तत्व है, इसका नाम लैटिन शब्द **'कार्बो'** से लिया गया है, जिसका अर्थ है- कोयला। ग्रेफाइट और हीरा कार्बन की प्राकृतिक अवस्था में पाये जाने वाले रूप हैं।

ग्रेफाइट

- यह एक धूसर पदार्थ है। यह स्पर्श करने पर चिकना तथा फिसलनदार लगता है। ग्रेफाइट में प्रत्येक कार्बन परमाणु उसी तल में अपने पड़ोस के तीन कार्बन परमाणुओं से जुड़कर एक षट्कोणीय जाल बनाता है। ग्रेफाइट विद्युत का चालक होता है। ग्रेफाइट से कागज पर सरलता से लिखा जा सकता है। इसलिए, इसे पेन्सिल बनाने में प्रयोग करते हैं। इसका प्रयोग विद्युत-आर्क तथा शुष्क सेलों में

इलेक्ट्रोड के रूप में किया जाता है। भारत में ग्रेफाइट, बिहार, उड़ीसा, राजस्थान, तमिलनाडु, आन्ध्र प्रदेश, उत्तर प्रदेश तथा जम्मू व कश्मीर में पाया जाता है।

हीरा

- यह पारदर्शी एवं कठोर होता है। यह सर्वाधिक कठोर पदार्थ होता है। हीरे में प्रत्येक कार्बन परमाणु चार अन्य कार्बन परमाणुओं से जुड़कर एक त्रिविमीय दृढ़ संरचना बनाता है। यह विद्युत का कुचालक लेकिन ऊष्मा का सुचालक है। हीरा आभूषणों में रत्न के रूप में और काटने, पीसने तथा छिद्र करने के लिए उपयोग किया जाता है। यह **पन्ना** (मध्य प्रदेश) तथा **हीरा ब्रजाकंरूर** (आंध्र प्रदेश) में पाया जाता है। पूर्ण आंतरिक परावर्तन के कारण हीरा काफी चमकता है।

सूखी बर्फ (Dry Ice)

- कार्बन डाईऑक्साइड को जब उच्च दाब पर संपीड़ित करके ठण्डा किया जाता है तो यह द्रव कार्बन डाईऑक्साइड में संघनित हो जाती है। दाब हटने पर द्रव कार्बन डाईऑक्साइड ठोस कार्बन डाईआक्साइड में परिवर्तित हो जाती है, जिसे **'शुष्क हिम'** या सूखी बर्फ (Dry ice) भी कहते हैं। इसे सूखी बर्फ कहने का कारण यह है कि इसे गर्म करने पर, यह सीधे गैस में परिवर्तित हो जाती है। कार्बन डाईऑक्साइड को संपीड़ित गैस के रूप में स्टील सिलिन्डरों में भरकर बेचा भी जाता है।

लोहा

- यह बहुत उपयोगी और महत्वपूर्ण धातु है। यह रंगीन अनुचुम्बकीय आयन और यौगिक बनाता है। यह उत्प्रेरक गुण प्रदर्शित करता है। पृथ्वी में सर्वाधिक मात्रा में पाये जाने वाले धातुओं में **लोहा** का **द्वितीय** स्थान है। यह संयुक्त अवस्था में पाया जाता है। लौह अयस्क का प्रगलन वात्या भट्टी में किया जाता है। वात्या भट्टी से प्राप्त अशुद्ध लोहे को कच्चा लोहा कहते हैं। कच्चे लोहे में लगभग 93% Fe, 3-4%C तथा शेष Si, P, S और Mn की अशुद्धियाँ होती हैं। कच्चे लोहे का उपयोग मुख्यत: ढलवाँ लोहा, पिटवा लोहा और इस्पात के निर्माण में किया जाता है।

ढलवाँ लोहा

- ढलवाँ लोहे का निर्माण कच्चे लोहे की रद्दी, लौह कोक और चूना पत्थर के साथ क्यूपोला भट्टी में गलाकर किया जाता है। इस भट्टी में अशुद्ध लोहे में उपस्थित कार्बन व अन्य अशुद्धियों की अल्प मात्रा वायु द्वारा ऑक्सीकृत हो जाती है तथा धातु मल बनता है। क्यूपोला भट्टी से प्राप्त गलित अशुद्ध लोहा ढलवाँ लोहा कहलाता है। इसे साँचों में ढालकर विभिन्न प्रकार की वस्तुएँ, जैसे- मेनहोल के ढक्कन, ड्रेन-पाइप, मशीनरी के फ्रेम आदि बनाये जाते हैं। ढलवाँ लोहे में 2.4% C, 93-94% Fe तथा शेष Si, P, S और Mn की अशुद्धियाँ होती हैं। यह बहुत कठोर और भंगुर होता है।

पिटवां लोहा

- इसमें 98.8 से 99.9% Fe और 0.1 से 0.25% C तथा शेष Si, P, और Mn की अशुद्धियाँ होती हैं।

पिटवां लोहे का निर्माण

ढलवां लोहे को एक परवर्तनी भट्टी में गलाया जाता है जिसके अन्दर हेमाटाइट का अस्तर लगा होता है। गलित अशुद्ध लोहे में उपस्थित अशुद्धियाँ हेमाटाइट द्वारा ऑक्साइडों में ऑक्सीकृत हो जाती है। अशुद्धियाँ निकल जाने से लोहे का गलनांक 1200°C से बढ़कर लगभग 1500°C हो जाता है तथा लोहा लेई जैसा हो जाता है। भट्टी में से लेई जैसे पदार्थ को मेदों के रूप में बाहर निकाल कर हथौड़े से पीटा जाता है, जिससे धातु मल अलग हो जाता है तथा पिटवा लोहा प्राप्त होता है। यह शुद्ध लोहा होता है। इसमें 0.1 से 0.25%C होता है। इसमें अशुद्धियाँ 0.5% से कम होती हैं। यह लोहा आघातवर्धनीय, चीमड़ और रेशेदार होता है। इसका वेल्डिंग किया जा सकता है। इसका उपयोग लोहे के चेन, दरवाजे, युग्मन आदि बनाने में होता है।

इस्पात

- इस्पात में कार्बन की मात्रा लगभग 0.25 से 1.5% होती है। इस्पात में मिलाये गये कार्बन की प्रतिशत मात्रा के अनुसार विभिन्न प्रकार का इस्पात बनता है, टूल स्टील (0.9-1.5%C) संरचनात्मक स्टील (0.2-0.6%C) और माइल्ड स्टील (0.2%C)।

इस्पात के मिश्रधातु

1. **मैंगनीज स्टील:** इसमें 12 से 14% Mn और 1 से 1.5% C होता है। यह बहुत कठोर व उच्च तनन सामर्थ्य का होता है तथा इस पर जंग नहीं लगता है। इसका उपयोग तिजोरियों, रेल की पटरियों में लगे गर्डर, कूटने और पीसने की मशीनें आदि बनाने में किया जाता है।
2. **क्रोमियम स्टील:** इसमें 2 से 4% तक क्रोमियम होता है। यह बहुत कठोर होता है। यह मुख्यत: काटने के औजार, मशीनें, गोलियाँ आदि बनाने के काम में आता है।
3. **क्रोम-वैनेडियम स्टील:** इसमें 0.15% वैनेडियम तथा 2 से

10% क्रोमियम होता है। यह बहुत चीमड़ होता है। इसका उपयोग कमानियाँ, धूरियाँ, फ्रेम, ऐक्सल आदि के बनाने में होता है।

4. **निकेल स्टील:** इसमें 3-5% निकल होता है। यह वायुयान के भाग, बिजली के तार, कवच आदि बनाने के काम आता है।
5. **टंगस्टन स्टील:** इसमें 10-20% टंगस्टन होता है। यह कम ताप पर कठोर तथा उच्च ताप पर मुलायम होता है। यह औजार आदि बनाने के काम आता है।
6. **स्टेनलेस स्टील:** इसमें 10% क्रोमियम, 0.25% कार्बन और लगभग 0.35% मैंगनीज होता है। स्टेनलेस स्टील पर वायु, जल आदि का साधारण परिस्थितियों में कोई प्रभाव नहीं पड़ता। यह शल्य चिकित्सा के औजार, बर्तन, मूर्तियाँ आदि बनाने के काम आता है।

एल्यूमिनियम

- प्रकृति में एल्यूमिनियम मुक्त अवस्था में नहीं पायी जाती है। यह संयुक्त अवस्था में विभिन्न अयस्कों के रूप में पायी जाती है। एल्यूमिनियम चाँदी के समान सफेद धातु है। यह ऊष्मा एवं विद्युत का सुचालक है। एल्यूमिनियम के मुख्य खनिज, बॉक्साइट, क्रोमोलाइट, ऐलूनाइट, फेलस्पार, ऐभ्रो, नीलम, लापिस लाजुली आदि हैं। एल्यूमिनियम मुख्य रूप से बॉक्साइट अयस्क से प्राप्त किया जाता है। बॉक्साइट बिहार, उड़ीसा तथा मध्य प्रदेश में पाया जाता है। एल्यूमिनियम दूसरे धातुओं के साथ उपयोगी मिश्रधातु बनाता है, जैसे- मैग्नेलियस (एल्यूमियिम, मैग्नीशियम), निकेलॉय (निकेल, एल्यूमिनियम, ताँबा), वाई मिश्रधातु (एल्यूमिनियम, ताँबा, निकेल, मैग्नीशियम), एल्यूमिनियम ब्रान्ज (एल्यूमिनियम ब्रान्ज का प्रयोग बर्तन, सिक्के, एल्यूमिनियम पाउडर, सिगरेट व टॉफी की चमकीली पन्नी आदि बनाने में होता है।

ताँबा

- ताँबा प्रकृति में मुक्त व संयुक्त दोनों अवस्थाओं में पाया जाता है। संयुक्त अवस्था में यह कॉपर पायराइट, कॉपर ग्लॉस, मैकलाइट, क्यूप्राइट आदि अयस्कों के रूप में पाया जाता है। इसके अयस्क मुख्य रूप से सिंहभूम, सिक्किम, उड़ीसा, नेपाल, भूटान आदि में पाये जाते हैं। ताँबा गुलाबी रंग का चमकदार धातु है। यह विद्युत का सबसे अच्छा सुचालक है। ताँबे का क्वथनांक 2320 डिग्री सेंटीग्रेट होता है तथा उबलने पर इससे हरे रंग की वाष्प निकलती है। इसका प्रयोग विद्युत यंत्र, कैलोरीमीटर आदि बनाने में किया जाता है। इसके अलावा इससे विभिन्न प्रकार की मिश्र धातुयें बनायी जाती हैं, जैसे- काँसा (ताँबा, टिन), पीतल (ताँबा, जस्ता), एल्यूमिनियम ब्रांज (ताँबा, एल्यूमिनियम, लोहा) आदि।

EduBull.com