

कुछ महत्वपूर्ण तथ्य

- रासायनिक बंधन में संकरण होते हैं जो हमेशा बंधन में ही भाग लेता है यह मुख्य निम्न है-

संकरण	आकृति
1. SP	→ यह रेखीय आकृति का होता है।
2. SP ²	→ यह त्रिकोणीय आकृति का होता है।
3. SP ³	→ यह त्रिकोणीय पिरामिडीय आकृति का होता है।
4. SP ³ d	→ यह त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय आकृति का होता है।
5. SP ³ d ²	→ यह अष्टफलकीय आकृति का होता है।
6. SP ³ d ³	→ यह पंचभुजीय द्विपिरामिडीय आकृति का होता है।

सिग्मा-बंधन (Sigma-Bond) —

- जब दो परमाणुओं के आर्बिटल एक-दूसरे से एकैखिक अक्ष पर अतिव्यापन करते हैं, तो दोनों परमाणुओं के बीच बने हुए बंधन को सिग्मा (σ)-बंधन कहते हैं।

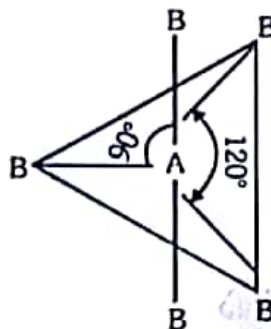


सहसंयोजक अणुओं की कुछ निश्चित आकृतियाँ

क्रम	ज्यामितीय व्यवस्था (Geometrical Arrangement)	ज्यामितीय आकार (Geometrical Shape)	बंधन-कोण (Bond-angle)	उदाहरण Examples
------	--	---	--------------------------	--------------------

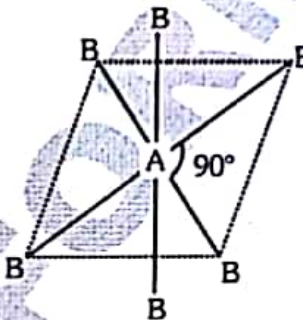
- 104.5°
B
SCl₂
कोणीय (Angular)
104.5°
H₂O, H₂S, FeO
- 180°
B = A = B
BeF₂, BeCl₂
एकैखिक (Angular)
180°
SO₂, ZnCl₂
- 120°
B
A
B
समतल त्रिकोणीय
(Trigonal Planar)
120°
BF₃, AlCl₃
- 109.5°
B
A
B
चतुष्फलकीय
(Tetrahedral)
109°28'
CH₄, SiF₄, NH₄⁺, SiH₄

5.



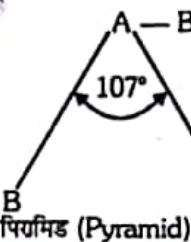
त्रिकोणीय बाई-पिरामिड 120°, 90° PF₅, PCl₅
(Trigonal Bipyramidal)

6.



अष्टफलकीय
(Tetrahedral) 90° SF₆, TeF₆

7.



पिरामिड (Pyramid) 107° NH₃, PCl₃, NF₃, H₃O⁺ आदि

- पाई (π)-बंधन (Pi-Bond) —** जब दो परमाण्विक ऑर्बिटल एक-दूसरे के साथ पार्श्व-अतिव्यापन करते हैं, तो इनमें निर्मित बंधन को पाई (π)-बंधन कहते हैं।

सम-विन्यासी (Isosteres) —

- जिन अणुओं तथा आयनों में परमाणुओं की कुल संख्याएँ तथा इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्याएँ समान होती है और उनमें इलेक्ट्रॉनों की व्यवस्थाएँ भी समान होती है, तो इस प्रकार के समूह को सम-विन्यासी समूह कहते हैं। जैसे- N₂, CO तथा CN⁻।

अणुओं की आकृति (Shape of Molecules) —

- विद्युत्-संयोजक बंध अदिशात्मक (Non-directional) होते हैं, अतः विद्युत्-संयोजक यौगिकों की कोई अणु-संरचना संभव नहीं होती है।
- सहसंयोजक बंधन की प्रकृति दिशात्मक (Directional) होती है। इसी कारण सह-संयोजक अणुओं की एक विशेष ज्यामितीय आकृति (Geometrical shape) होती है।

आयनिक तथा सहसंयोजक बंधन से युक्त यौगिक —

- कुछ यौगिक ऐसे भी होते हैं, जिनके अणु में आयनिक और सहसंयोजक दोनों प्रकार के बंधन उपस्थित रहते हैं। जैसे-सोडियम हाइड्रॉक्साइड (NaOH), हाइड्रोजन सायनाइड (HCN), सल्फ्यूरिक अम्ल (H₂SO₄) कैल्सियम कार्बोनेट (CaCO₃) इत्यादि।
- हाइड्रोजन बंध-हाइड्रोजन बंधन मुख्यतः जल एवं HCN (हाइड्रोजन सायनाइड), फ्लोरिन, ऑक्सीजन एवं नाइट्रोजन के यौगिकों में होता है।

- हाइड्रोजन बंधन यह सह-संयोजक बंधन से कमजोर होता है, क्योंकि इसमें एक अल्प स्थिर वैद्युत आकर्षण बल होता है।
- हाइड्रोजन बंधन में H, F, O तथा N के संयोग से बने यौगिकों के अणु ध्रुवीय होता है। जैसे- HCl , NH_3 , H_2O तथा HF आदि।
- इसके HF अणु में H धनात्मक तथा F ऋणात्मक तत्व है। अतः इसकी संयोजकता H से F की ओर होगा।
- जब दो परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मक के बीच अंतर रहने पर जो बंधन बनता है वह ध्रुवीय सह-संयोजक होता है।
- जब दो परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मक के बीच अंतर शून्य होगा तो इससे बना बंधन सह-संयोजी बंधन होगा।
- यदि दो परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मक के बीच अधिक अंतर रहने पर उनके बीच बना बंधन आयनिक बंधन होगा।

रासायनिक बंधन एवं रेडियो सक्रियता महत्वपूर्ण तथ्य एक नजर में

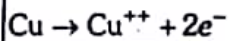
- परमाणु रासायनिक बंध बनाते हैं — आपस में संयुक्त होकर
- NaCl का क्रिस्टल बना हुआ है — Na तथा Cl आयन का
- सह-संयोजकता में बराबरी की साझेदारी होती है — इलेक्ट्रॉनों की
- वे कार्बनिक यौगिक जो वियोजन पर आयन देते हैं, उनमें बंध होता है — वैद्युत संयोजक बंध
- विद्युत संयोजक यौगिकों में इलेक्ट्रॉन पर स्थानान्तरित हो जाते हैं — एक परमाणु से दूसरे परमाणु में
- अक्रिय गैसों का बाहरी कक्षा में संतृप्त होना सिद्धांत पर आधारित है — संयोजकता का इलेक्ट्रॉन सिद्धांत
- किसी ठोस विद्युत अपघट्य को जल में मिलाने पर क्या परिणाम प्राप्त होता है — आयनों के मध्य आकर्षण बल में कमी आती है
- बर्फ के क्रिस्टल में जल के अणु किन बन्धों के द्वारा बंधे रहते हैं — हाइड्रोजन बंधों द्वारा
- परिवर्ती संयोजकता किस प्रकार के तत्वों को प्रकट करते हैं — संक्रमण तत्वों को
- एथाइन में त्रिबंध निर्मित होता है — एक सिग्मा तथा दो पाई बंधों से
- जल के उच्च ब्वधनांक का कारण है — जल के अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बंध का होना
- रेडियो सक्रियता की खोज की गयी थी — हेनरी बेकरल द्वारा
- रेडियो सक्रियता में विघटन के कारण परिवर्तन होता है — परमाणुओं के नाभिक में
- परमाणु भट्टी में ईंधन प्रयोग में लायी जाती है — यूरेनियम
- कृत्रिम रेडियो सक्रियता की खोज की गयी थी — एफ. जोलियट एवं आइ. क्यूरी द्वारा
- $E = mc^2$ समीकरण प्रस्तुत किया गया — आइन्स्टीन द्वारा
- α , β एवं γ किरणें उत्सर्जित करने वाले तत्व कहलाते हैं — रेडियो सक्रिय तत्व
- γ -किरणों के उत्सर्जन से किसी नवीन तत्व का निर्माण — नहीं होता है
- कोबाल्ट (Co-60) से प्राप्त गामा किरणों का उपयोग किया जाता है — कैंसर में
- समस्थानिकों में मूल कण के मान में अंतर होता है — न्यूट्रॉन
- समस्थानिकों के रासायनिक गुण — एकसमान होते हैं
- सूर्य एवं तारों में ऊर्जा का असीम स्रोत निर्भर करता है — नाभिकीय संलयन पर
- हाइड्रोजन बम काम करता है — नाभिकीय संलयन के सिद्धांत पर
- परमाणु बम कार्य करता है — नाभिकीय विखंडन के सिद्धांत पर
- न्यूट्रॉन बम से निकले विकिरण जिनका मानव जीवन पर विनाशकारी प्रभाव पड़ता है — γ -किरणें
- बम जिसको 'जीव संहारक' कहा जाता है — न्यूट्रॉन बम

- परमाणु रिप्लेक्सों में ईंधन के तौर पर सामान्यतया प्रयोग किया जाता है — यूरेनियम एवं प्लूटोनियम का
- रिप्लेक्स जो विखंडनीय पदार्थों को उपयोग में ज्यादा मात्रा में उत्पन्न करता है, — जोड़ रिप्लेक्स
- ग्रीडर नाभिकीय रिप्लेक्स में — एक ईंधन के नष्ट होने से दूसरा ईंधन उत्पन्न होता है
- परमाणु जितना इलेक्ट्रॉन त्यागता अथवा ग्रहण करता है, कहलाता है — तत्व की संयोजकता
- कोई तंत्र सर्वाधिक स्थायी तब होता है, जब उसकी ऊर्जा होती है — न्यूनतम
- दो परमाणुओं के बीच रासायनिक बंधन बनने के क्रम में प्रतिकारी परमाणुओं (Reacting Atoms) की ऊर्जा — बढ़ती है
- परमाणु का मौलिक कण जो रासायनिक बंधन में भाग लेता है — इलेक्ट्रॉन
- सह-संयोजी बंधन (Covalent Bond) में इलेक्ट्रॉनों की होती है — साझेदारी
- आयन पर उपस्थित आवेश (+ या -) की संख्या को कहते हैं — ऑक्सीकरण संख्या
- वैद्युत संयोजक यौगिकों में धन एवं ऋण आवेश युक्त आयन एक-दूसरे से जुड़े होते हैं — विद्युत आकर्षण बल द्वारा
- वैद्युत संयोजक यौगिक जलीय अथवा द्रवित अवस्था में होते हैं, विद्युत के — सुचालक
- वैद्युत संयोजक यौगिकों के साथ रासायनिक प्रतिक्रियाएं होती हैं — काफी तेज गति से
- सहसंयोजी यौगिक होते हैं, विद्युत के — कुचालक
- सहसंयोजी यौगिकों के साथ रासायनिक प्रतिक्रियाएं होती हैं — धीरे-धीरे
- जल में इलेक्ट्रॉनों की निर्जन जोड़ी (Lone Pair of Electrons) पायी जाती है — 2
- इलेक्ट्रॉन स्वीकारने की क्रिया कहलाती है — अवकरण
- वैसे पदार्थ जिनमें इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने की प्रवृत्ति होती है, कहलाते हैं — ऑक्सीकारक
- वैसे पदार्थ जो इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति रखते हैं, कहलाते हैं — अवकारक
- वह प्रक्रिया जिसमें संयोजकता का मान बढ़ता है, कहलाती है — ऑक्सीकरण
- वह प्रक्रिया जिसमें संयोजकता के मान में कमी आती है, कहलाती है — अवकरण
- पोटेशियम डाइक्रोमेट ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) विलयन का रंग होता है — पीला
- KCN का जलीय विलयन लाल लिटमस रंग देता है — नीला
- जब विद्युत अपघट्य विलयन में धारा प्रवाहित की जाती है, तो ऋणायन चलते हैं — एनोड की ओर
- जब विद्युत अपघट्य में धारा प्रवाहित की जाती है, तो धनायन चलते हैं — कैथोड की ओर
- किसी ठोस विद्युत अपघट्य में जल मिलाने पर — प्रतिकर्षण बल घटता है
- Cu^{2+} आयन अपचित होकर बन जाते हैं — क्यूप्रस यौगिक
- अमोनियम हाइड्रॉक्साइड एक दुर्बल बेस माना जाता है — बहुत कम आयनित होने के कारण
- 1 फेराडे का वैद्युत अपघटन के नियम संबंधित है — विद्युत अपघट्य के तुल्यांकी भार से
- पिघला हुआ NaCl की उपस्थिति के कारण विद्युत का चालन करता है — मुक्त आयन की उपस्थिति के कारण
- ग्रेफाइट सुचालक है — विद्युत का
- नीला थोथा को अन्य नाम से जाना जाता है — कॉपर सल्फेट
- विद्युत अपघटन का नियम किसके दिया गया था — फेराडे द्वारा
- KCN का जलीय विलयन होता है — क्षारीय

ऑक्सीकरण एवं अवकरण (Oxidation and Reduction)

ऑक्सीकरण (Oxidation)—

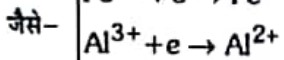
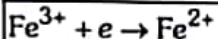
- ऑक्सीकरण का अन्य नाम उपचयन है।
- इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत के अनुसार इलेक्ट्रॉन त्यागने या खोने की क्रिया को ऑक्सीकरण या उपचयन कहते हैं। ऐसे क्रिया को विइलेक्ट्रॉनीकरण भी कहते हैं। जैसे—सोडियम (Na), जस्ता (Zn) क्रमशः 1, 2 इलेक्ट्रॉनों का त्याग कर क्रमशः Na^+ तथा Zn^{++} आयन से परित हो गया है।



- इसमें पदार्थ के किसी एक तत्व की संयोजकता बढ़ती है।

अवकरण (Reduction)—

- इसे अपचयन प्रक्रिया भी कहा जाता है।
- अवकरण वैसी रासायनिक अभिक्रिया है, जिसमें कोई परमाणु अथवा आयन एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण करता है।
- इसमें किसी पदार्थ द्वारा हाइड्रोजन या अन्य विद्युत धनात्मक तत्व ग्रहण किया जाता है या किसी विद्युत ऋणात्मक तत्व का त्याग किया जाता है।
- चूँकि इस अभिक्रिया में परमाणु अथवा आयन किसी दूसरे परमाणु अथवा आयन से इलेक्ट्रॉन लेता है। इसलिए इसे इलेक्ट्रॉनिकरण कहते हैं।



- जब ऑक्सीकरण एवं अवकरण की प्रक्रियाएँ साथ-साथ होती है तो उसे रिडॉक्स अभिक्रिया कहते हैं, जैसे— $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
- ऑक्सीकरण-अवकरण की व्याख्या इलेक्ट्रॉनों के त्याग अथवा ग्रहण द्वारा ही संभव है।
- अतः इसकी व्याख्या केवल विद्युत संयोजक यौगिक अथवा आयनिक यौगिकों में ही की जा सकती है।
- एक यौगिक में किसी तत्व के एक परमाणु पर स्थिर धन या ऋण आवेशों की संख्या उस तत्व की ऑक्सीकरण संख्या कहलाती है।
- ऑक्सीकरण-संख्या वह आवेश है, जो किसी परमाणु पर इलेक्ट्रॉन की गणना करने पर दिखाई पड़ता है।
- वैसे यौगिक जो इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण से नहीं बनते उनके क्रियाओं में इलेक्ट्रॉन का त्याग इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत के आधार पर नहीं की जा सकती है।
- ऑक्सीकरण अवकरण क्रियाओं की व्याख्या ऑक्सीकरण संख्या के आधार पर की जाती है।
- अतः किसी परमाणु में किसी परमाणु पर इलेक्ट्रॉनों की गिनती करते समय उस पर जो आवेश प्रतीत होता है। उसे उस परमाणु की ऑक्सीकरण संख्या कहते हैं।
- यह या तो धनात्मक (+) या तो ऋणात्मक (-) होता है।
- अमोनिया (NH_3) में नाइट्रोजन की ऑक्सीकरण संख्या 3 है।
- मुक्त अवस्था (H_2) में हाइड्रोजन (H) में तत्व की ऑक्सीकरण संख्या शून्य होती है, जैसे — O_2 , H_2 , S, Cl_2 आदि की ऑक्सीकरण संख्या शून्य होता है।
- सभी यौगिकों में क्षार धातुओं (Na, K) की ऑक्सीकरण संख्या +1 तथा क्षार मृदा धातुएँ में (Mg, Ca, Sr) की ऑक्सीकरण संख्या +2 होती है।
- किसी आयन या मूलक की ऑक्सीकरण संख्या उस पर स्थित आवेशों की संख्या के बराबर होती है, जैसे Al^{3+} आयन की ऑक्सीकरण संख्या का मान +3 होता है।

- साधारणतः हैलोजनों की ऑक्सीकरण संख्या 1 (एक) होती है।
- कुछ यौगिकों में ऑक्सीकरण संख्या, जैसे— KMnO_4 में Mn की ऑक्सीकरण संख्या (K की ऑक्सीकरण संख्या) + (Mn की ऑक्सीकरण संख्या) + (4 × ऑक्सीकरण की ऑक्सीकरण संख्या) = 0
 $\Rightarrow +1 + x + 4(-2) = 0$
 $\Rightarrow x = 8 - 1 = 7$
 अतः Mn की ऑक्सीकरण संख्या +7 होगी।
- धातु के हाइड्राइड को छोड़कर अन्य यौगिकों में हाइड्रोजन की ऑक्सीकरण संख्या +1 होती है।
- आयनिक हाइड्राइडों में हाइड्रोजन की ऑक्सीकरण संख्या -1 होती है।
- उदासीन अणु में सभी परमाणुओं की ऑक्सीकरण संख्या का योग शून्य (0) होता है।
- आयनों या किसी मूलक में सभी परमाणुओं की ऑक्सीकरण संख्या का योग उस आयन या मूलक के आवेश के बराबर होता है।
- जल के बनने में हाइड्रोजन का ऑक्सीकरण तथा ऑक्सीजन का अवकरण होता है।
- अतः ऑक्सीकरण अवकरण की क्रियाएँ साथ-साथ होती है।

तत्वों के आवर्ती वर्गीकरण (Periodic Classification of Elements)

मेंडेलिव का आवर्त सारणी (Mendeleev's Periodic Table)—

- सन् 1869 ई० में मेंडेलिव ने एक तत्वों के वर्गीकरण के लिए नियम दिया जिसे मेंडेलिव का आवर्त नियम कहते हैं।
- तत्वों के गुण उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन होते हैं।
- बढ़ते हुए परमाणु भार के क्रम में इस प्रकार से व्यवस्थित तत्व जबकि समान गुणों वाले तत्व एक ही स्थान पर हो।
- इनके आवर्त सारणी में सात (7) क्षैतिज आवर्त तथा नौ (9) ऊर्ध्वाधर वर्ग बाद में एक शून्य वर्ग और जुड़ा।
- उन्होंने बहुत से अज्ञात तत्वों के लिए रिक्त स्थान रखे।

वर्गों की समान विशेषताएँ (Characteristics)—

- संयोजी इलेक्ट्रॉन और संयोजकता (Valence Electron and Valency)—किसी एक वर्ग के सभी तत्वों में संयोजी इलेक्ट्रॉन और संयोजकता समान होते हैं।
- परमाणु का आकार (Size of Atom)—वर्ग में शीर्ष से नीचे आने पर परमाणु का आकार बढ़ता जाता है, लेकिन विपरीत रूप में आयनन-विभव का मान घटता जाता है।
- विद्युत-ऋणात्मक (Electro-negativity)—वर्ग में ऊपर से नीचे आने पर परमाणु का आकार बढ़ने के कारण आयनन-विभव (Ionization Potential) के समान ही विद्युत-ऋणात्मकता और इलेक्ट्रॉन-बंधुता (Electron affinity) में ह्रास होता जाता है।
- धात्विक गुण (Metallic Property)—किसी वर्ग में ऊपर से नीचे आने पर तत्व के धात्विक गुण में वृद्धि होती जाती है।

आवर्त (Periods) की विशेषताएँ—

- संयोजी इलेक्ट्रॉन (Valence Electron)—किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्याएँ 1 से क्रमशः बढ़कर 8 हो जाती है।
- संयोजकता (Valency)—इसी प्रकार आवर्त में हाइड्रोजन के सापेक्ष तत्वों की संयोजकताएँ बाएँ से दाएँ 1 से बढ़कर 4 होती है। इसके बाद घटते-घटते शून्य हो जाती है। उदाहरण के लिए, तीसरे आवर्त में सोडियम (Na) से आर्गन (Ar) की व्यवस्था को लिया जा सकता है।
- परमाणु का आकार (Size of Atom)—किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ की ओर बढ़ने पर परमाणु के आकार में ह्रास होता जाता है। उदाहरण के लिए, द्वितीय आवर्त लिया जा सकता है। द्वितीय आवर्त— Li, Be, B, C, N, O, F

परमाण्विक त्रिज्या (Atomic radius) A-1.34, 0.90, 0.82, 0.77, 0.75, 0.73, 0.72

4. आयनन-विभव (Ionization Potential)—किमी तत्व का आयनन-विभव ऊर्जा की वह न्यूनतम मात्रा है, जो उस तत्व के एक गैसीय परमाणु के बाहरी शेल से एक इलेक्ट्रॉन को निकाल-बाहर करने के लिए आवश्यक होती है।

विद्युत-ऋणात्मकता (Electronegativity) तथा इलेक्ट्रॉन-बंधुता (Electron Affinity)—

- किसी तत्व के परमाणु की यह क्षमता, जिससे वह साझे की इलेक्ट्रॉन जोड़ी को अपनी ओर खींचती है, उस तत्व की विद्युत-ऋणात्मकता कहलाती है।
- इसी प्रकार, किसी उदासीन गैसीय परमाणु के बाहरी शेल में बाहर से एक इलेक्ट्रॉन प्रविष्ट कराने से मुक्त हुई ऊर्जा इलेक्ट्रॉन-बंधुता कहलाती है।
- आवर्त-सारणी के किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ बढ़ने पर तत्वों की आयनन-ऊर्जा, विद्युत-ऋणात्मकता और इलेक्ट्रॉन-बंधुता में वृद्धि होती जाती है।

5. धात्विक गुण (Metallic Property)—आवर्त में बाएँ से दाएँ बढ़ने पर तत्वों के धात्विक गुणों में ह्रास और अधात्विक गुणों में वृद्धि होती जाती है।

तृतीय आवर्त/तत्व : Na Mg Al Si P S Cl

प्रकृति → धातु → अधातु, अधातु उपधातु

मेंडेलिफ के आवर्त सारणी के दोष—

- (i) कुछ तत्वों की व्यवस्था में विसंगतियाँ,
- (ii) हाइड्रोजन को उचित स्थान नहीं,
- (iii) वर्ग भेद न होने से उत्कृष्ट तथा क्रियाशील धातुओं का एक वर्ग में होना
- (iv) लैन्थेनाइडों तथा एक्टिनाइडों के लिए उपयुक्त स्थान का अभाव,
- (v) आदर्श गैसों के लिए कोई स्थान नहीं,
- (vi) अधिक परमाणु भार वाले तत्वों को कम परमाणु भार वाले तत्वों के पहले रख गया।

आधुनिक आवर्त सारणी (Modern Periodic Table)—

- सन् 1913 ई० में मोसले ने तत्वों के वर्गीकरण के लिए एक नियम प्रस्तुत किया जिसे आधुनिक आवर्त नियम कहते हैं।
- मोसले द्वारा प्रतिपादित तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु संख्या के आवर्त फलन होते हैं।
- अतः इनके अनुसार तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु संख्या के आवर्त फलन होते हैं।
- आवर्त सारणी का लम्बा या दीर्घ रूप जिसमें सात (7) क्षैतिज आवर्त तथा अठारह (18) ऊर्ध्वाधर वर्ग होते हैं, तथा जिसमें तत्व इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर व्यवस्थित होते हैं।
- आधुनिक आवर्त सारणी के आधार पर तत्वों को s, p, d तथा f ब्लॉक में वर्गीकृत किया गया है।
- मोसले के अनुसार इन्होंने वर्ग I से लेकर VII तक दो उपवर्गों A तथा B में बाँटे हैं। अतः कुल वर्गों की संख्या 18 है।
- मोसले ने आवर्त के प्रत्येक पहले सदस्य को क्षार धातु तथा अंतिम को कोई निष्क्रिय गैस माना। लेकिन हाइड्रोजन एक पहला सदस्य है जिसे अपवाद में रखा गया है।
- परमाणु संख्या 58 से लेकर 71 तक को लैन्थेनाइड्स श्रेणी तथा परमाणु संख्या 90 से 103 तक को एक्टिनाइड्स श्रेणी कहा।
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर तत्वों को चार श्रेणियों में बाँटा गया है—

1. अक्रिय गैसें = ns^2np^6
2. सामान्य तत्व = $ns^1 - ns^2np^5$ (s-ब्लॉक के सभी तत्व और अक्रिय गैसों को छोड़कर, p-ब्लॉक के सभी तत्व)
3. संक्रमण तत्व = $(n-1)d^1-10ns^2$ (d-ब्लॉक के तत्व)

4. अंतःसंक्रमण तत्व = $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^1ns^2$ (f-ब्लॉक के तत्व), जहाँ n संयोजकता कक्षा की क्रमांक-संख्या है।

s, p, d और f ब्लॉकों के तत्वों का वर्गीकरण—

1. s-ब्लॉक के तत्व—आवर्त-सारणी के IA और IIA के तत्व s-ब्लॉक के तत्व कहलाते हैं। इनमें अंतर्गत हाइड्रोजन, क्षार-धातुएँ और क्षारीय मृदा-धातुएँ आती हैं।
2. p-ब्लॉक के तत्व—आवर्त-सारणी के IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA तथा शून्य वर्ग के तत्व p-ब्लॉक के तत्व कहलाते हैं, क्योंकि इनमें अंतिम या विभेदी इलेक्ट्रॉन p-समयरेल में प्रवेश करते हैं।
3. f-ब्लॉक के तत्व—परमाणु संख्या 58 से 71 तक के तत्व लैन्थेनाइड्स (Lanthanides) कहलाते हैं। परमाणु-संख्या 90 से 103 तक के तत्व एक्टिनाइड्स (Actinides) कहलाते हैं। इन दोनों प्रकार के तत्वों के आवर्त-सारणी के नीचे दो क्षैतिज कक्षाओं में रखा गया है। इन तत्वों को f-ब्लॉक के तत्व कहते हैं।

संक्रमण तत्व (Transition Elements)—

- जिन तत्वों के परमाणु या आयन में आंशिक भरे हुए (Partially filled) ऑर्बिटल उपस्थित रहते हैं, वे संक्रमण तत्व कहलाते हैं।
- इनके $(n-1)d$ ऑर्बिटलों में से 1 से 9 तक इलेक्ट्रॉन रहते हैं।
- उदाहरण के लिए, Fe (26) एक संक्रमण तत्व है, कारण इसके परमाणु के 3d-ऑर्बिटल आंशिक भरे होते हैं।
 $Fe(26) - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

असंक्रमण तत्व (Non-transition Elements)—

- जिन तत्वों के s और p ऑर्बिटल पूर्णतः भरे नहीं रहते हैं, जबकि अन्य ऑर्बिटल या तो पूर्णतः भरे रहते हैं या रिक्त रहते हैं, उन्हें असंक्रमण तत्व कहते हैं।
- ये प्रतिनिधि तत्व (Representative Elements) भी कहलाते हैं।
- इन तत्वों को आवर्त-सारणी के A उपवर्गों में रखा गया है, जिनमें कुल 44 तत्व हैं।
- ये आवर्त सारणी के s और p ब्लॉकों के तत्व हैं।

तत्व संख्या 11 का आवर्त-सारणी में स्थान—

तत्व	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
कक्षाओं की कुल संख्या = 3		∴ आवर्त = III
संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 1		∴ वर्ग-संख्या = 1
इसकी बाह्यतम कक्षा अपूर्ण है		अतः वर्ग-संख्या = 1A

Important Facts

• धातु तत्वों की संख्या	90
• अधातु तत्वों की संख्या	22
• कुल ज्ञात तत्व	119
• सबसे हल्का तत्व	हाइड्रोजन
• सबसे भारी तत्व	ऑस्मियम
• द्रव धातु तत्व	पारा
• सबसे हल्का धातु तत्व	लीथियम
• द्रव-अधातु तत्व	ब्रोमीन
• विद्युत का सुचालक अधातु	ग्रेफाइट
• विद्युत का सबसे अच्छा सुचालक तत्व	चाँदी
• सर्वाधिक विद्युत-ऋणात्मक तत्व	फ्लोरीन
• न्यूनतम आयनन-विभव वाला तत्व	सीज़ियम
• सर्वाधिक आयनन-विभव वाला तत्व	हीलियम
• सर्वाधिक इलेक्ट्रॉन की प्राप्ति वाला तत्व	क्लोरीन
• मानव-निर्मित तत्वों की संख्या	24
• एक-परमाण्विक तत्व	अक्रिय गैसें
• शरीर में सर्वाधिक मात्रा में पाया जाने वाला तत्व	ऑक्सीजन
• मिट्टी के तेल में रखा जाने वाला तत्व	सोडियम
• सबसे प्रबल ऑक्सीकारक पदार्थ	फ्लोरीन
• प्रकृति से प्राप्त तत्वों की संख्या	88

नाइट्रोजन तथा फास्फोरस की स्थिति—

- नाइट्रोजन तथा फास्फोरस को पाँचवें समूह में आर्सेनिक ऐण्टिमनी तथा विस्मथ के साथ रखा गया है।
- इस समूह के अन्य तत्वों की भाँति नाइट्रोजन तथा फास्फोरस परमाणु के बाह्यतम कक्ष में 5 इलेक्ट्रॉन होते हैं।

हाइड्रोजन की स्थिति—

- क्षार धातुओं से गुणों के समानता के कारण हाइड्रोजन का आवर्त सारणी के प्रथम समूह में भी रखा जा सकता है तथा हैलोजन तत्वों से व्यवहार में समानता के कारण इसे सातवें समूह में भी रखा जा सकता है।
- इसी द्वैत गुण के कारण इसका सारणी में स्थान निर्धारण समस्या पूर्ण है।

ऑक्सीजन की स्थिति—

- ऑक्सीजन VIA में स्थित है।
- ऑक्सीजन के बाह्य कोश में 6 इलेक्ट्रॉन हैं जो इसके VIA समूह में उपस्थिति को प्रदर्शित करता है।
- **कार्बन की स्थिति**—कार्बन को चौथे समूह के उप-समूह A अर्थात् IVA में रखा गया है। कार्बन परमाणु के बाह्यतम कक्ष में 4 इलेक्ट्रॉन हैं। अतः इसे चौथे समूह में रखना उचित है।
- **फ्लोरीन की स्थिति**—इसे समूह VII A में फ्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन तथा ऐस्टाटिन के साथ रखा गया है। क्योंकि फ्लोरीन के गुण अन्य हैलोजन तत्वों के समान हैं।
- फ्लोरीन के बाह्यतम कक्ष में 7 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- वर्ग VII A के तत्वों की इलेक्ट्रॉन बंधुता उच्च होती है।
- फ्लोरीन की विद्युत ऋणात्मकता सबसे अधिक होती है।
- प्रायः निष्क्रिय गैसों का गलनांक निम्न होता है, लेकिन वर्ग IV A के तत्वों का गलनांक उच्च होता है।

तत्वों का वर्गीकरण : महत्वपूर्ण तथ्य एक नजर में

- 10, 18, 36, 54, 86 क्रमांक वाले परमाणु के सभी तत्व हैं —अक्रिय गैसें
- सोडियम बुन्सेल ज्वाला रंग देती है —सुनहरा पीला
- गैस जिसका किसी आवर्त में आयनन विभव सबसे अधिक होता है —निष्क्रिय गैस का
- सभी धातुओं के नाइट्रेट जल में होते हैं —विलेय
- मेण्डलीफ की आवर्त सारणी में आवर्तों की संख्या होती है —सात
- तत्वों का आयनन विभव आवर्तों सारणी के वर्ग में परमाणु आकार के साथ —घटता है
- वे तत्व जो सामान्यतः बहु-ऑक्सीजन अवस्था प्रदर्शित करते हैं और जिनके आयन सामान्यतः रंगीन होते हैं कहलाते हैं —संक्रमण तत्व
- अधातु होते हैं —सबसे अधिक सक्रिय
- आवर्त सारणी के तत्वों को एक ही समूह में क्यों रखा जाता है —उनके गुण आपस में मिलने के कारण
- औद्योगिक रूप से प्रमुख लेड का अयस्क होता है —गैलेना
- आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में क्षैतिज एवं उर्ध्व श्रेणियों की संख्या क्रमशः है —7 क्षैतिज श्रेणियाँ एवं 18 खड़ी श्रेणियाँ
- विद्युत ऋणात्मकता माप है —इलेक्ट्रॉन आकर्षित करने की क्षमता की
- किसी तत्व की इलेक्ट्रॉन बन्धुता प्रकट करती है —उत्पन्न ऊर्जा को
- हाइड्रोजन को पृथक् करके H^+ बनाता है —इलेक्ट्रॉन को
- हाइड्रोजन इलेक्ट्रॉन को पृथक् करके H^+ बनाता है, यह गुण है —क्षारीय धातु से
- दुर्लभ मृदा तत्वों की पूर्ण संख्या है —14
- Ce^{56} सदस्य कहा जाता है —f-ब्लॉक के तत्वों को
- भारत में पाया जाने वाला टाइटेनियम युक्त खनिज —इलेमेनाइट
- आधुनिक आवर्त सारणी में तत्वों के वर्गीकरण का आधार है —बढ़ता हुआ परमाणु क्रमांक
- आवर्त सारणी के छठे आवर्त तथा तीसरे समूह में रखे गये 14 तत्व कहलाते हैं —दुर्लभ मृदा धातु

- धातु पर एनोड किरणों के आघात से उत्पन्न होती है —X-किरण
- ठोस पदार्थ के अणुओं की ऊर्जा होती है —निम्नतम
- अशुद्धियाँ (Impurities) की उपस्थिति रहने पर पदार्थ के द्रवणांक (Melting Point) एवं हिमांक (Freezing Point) —दोनों ही कम हो जाते हैं
- द्रव का तापमान अधिक रहने पर वाष्पीकरण की प्रक्रिया —अधिक तेजी से होती है
- जिस द्रव का वाष्प दाब (Vapour Pressure) अधिक होता है, उसका वाष्पीकरण —तीव्र गति से होता है
- अशुद्धियों की उपस्थिति में द्रव का क्वथनांक (Boiling Point) —बढ़ जाता है
- वायुमंडलीय दाब (Atmospheric Pressure) बढ़ जाने पर द्रव का क्वथनांक —बढ़ जाता है
- हवा वस्तुतः एक मिश्रण है —तत्त्व एवं भौतिक का
- मानव शरीर में तत्व के रूप में सर्वाधिक मात्रा (करीब 65 प्रतिशत) होती है —ऑक्सीजन की
- पदार्थ की किस अवस्था में अणुओं के बीच की औसत दूरी 10^{-5} cm से 10^{-7} cm होती है —द्रव
- ऐसे पदार्थ जिनका द्रवणांक एवं क्वथनांक कमरे के तापमान से कम होता है, कहलाते हैं —गैस
- पदार्थ की एकमात्र अवस्था जिसमें अणुओं की केवल दोलन गति होती है —ठोस
- भिन्न द्रवणांक वाले ठोसों के मिश्रण को अलग किया जा सकता है —प्रभाज क्रिस्टलीकरण
- भिन्न क्वथनांक वाले द्रवों के मिश्रण को अलग किया जाता है —प्रभाज आसवन
- ब्राउनिम गति समर्थन करती है —गतिज सिद्धांत का
- सामान्य ताप एवं दाब पर किसी गैस के 1 मोल का आयतन होता है —22.4 लीटर या 22400 ml
- रासायनिक तत्वों को संकेत के रूप में व्यक्त करने का पहला प्रयास किया था —बर्जीलियस
- 'तत्वों के रासायनिक एवं भौतिक गुण उनकी परमाणु संख्या के आवर्त फल होते हैं' —मोसले

विलियन घोल (Solution)

- सामान्यतया घोलक के रूप में प्रयोग होता है —जल
- सामान्यतया ठोस पदार्थों की जल में विलेयता ताप बढ़ने से —बढ़ती है
- तापमान बढ़ने पर द्रव में द्रव की विलेयता —बढ़ती है
- जैसे-जैसे ताप बढ़ता जाता है, वैसे-वैसे जल में गैस की विलेयता —घटती जाती है
- साबुन वस्तुतः वसीय अम्लों का लवण होता है —सोडियम लवण
- कैल्सियम एवं मैग्नेशियम के बाइकार्बोनेट घुले जल की कठोरता होती है —अस्थायी
- कैल्सियम तथा मैग्नेशियम के सल्फेट एवं क्लोराइड घुले जल की कठोरता होती है —स्थायी
- कठोर जल की अपेक्षा नरम जल में कौन सा तत्व अधिक घुलता है —सीसा (लेड)
- निलंबित कणों (Suspended Particles) का आकार होता है — 10^{-5} cm
- कोलॉयड कणों का आकार होता है — 10^{-5} - 10^{-7} cm
- शुद्ध जल विद्युततः होता है —कुचालक
- साबुन एवं डिटरजेंट काम करते हैं —पायसीकरण के सिद्धांत पर
- दूध वस्तुतः है, एक प्राकृतिक —पायस
- पेंट (Paint) है, एक —कृत्रिम पायस
- अम्ल नीले लिटमस-पत्र को कर देते हैं —लाल
- भस्म लाल लिटमस-पत्र को कर देते हैं —नीला
- भस्म होते हैं —पुरपुरे

सामान्य विज्ञान : रसायन विज्ञान

- सभी अम्ल जल में घुल कर प्रदान करते हैं — H^+ आयन (प्रोटॉन)
- सभी अम्ल धातुओं से प्रतिक्रिया कर निकालते हैं — हाइड्रोजन गैस
- भस्मों का स्वाद होता है — तोखा (खारा)
- भस्मों के जलीय घोल में आयन होता है — OH^-
- भस्म जो पानी में घुलनशील होते हैं, कहलाते हैं — क्षार
- अम्ल एवं भस्म के संयोग से बनते हैं — लवण
- सभी लवण होते हैं — वैद्युत अपघट्य
- विद्युत अपघटन में कैथोड पर होती है — अवकरण
- विद्युत अपघटन में ऑक्सीकरण की प्रक्रिया होती है — एनोड पर
- विद्युत लेपन में जिस धातु की परत चढ़ानी होती है, उसे बनाया जाता है — एनोड
- धातुओं को शुद्ध करने में शुद्ध धातु को बनाया जाता है — कैथोड
- पीएच. मान का निर्धारण किया — सॉर्न्सन ने
- उदासीन घोल का pH मान होता है — 7
- अम्लीय घोल का pH होता है — 7 से कम
- क्षारीय घोल का pH होता है — 7 से अधिक
- अम्ल वर्षा (Acid Rain) होमी है — सल्फर ऑक्साइड और नाइट्रोजन ऑक्साइड से
- बैटरियों में सामान्यतया संचयन किया जाता है — सल्फ्यूरिक अम्ल
- ठोस में ठोस का विलयन है — मिश्रधातु
- शुद्ध जल की मोलरता होती है — 55.6
- मोलरता व्यक्त की जाती है — मोल/लीटर में
- गैस का गैस में विलयन आता है — वायु के
- कम सान्द्र विलयन के विलायक अणुओं का अर्धपारगम्य झिल्ली से अधिक सान्द्र विलयन की ओर अभिगमन कहलाता है — परासरण
- द्रव का गैस में विलयन कहलाता है — एयरोसॉल
- प्रति किग्रा. विलायक में मोलों की संख्या कहलाती है — नॉर्मलता
- विलेय के प्रति किग्रा. विलायक में विलेयन को कहा जाता है — मोलरता
- मोलरता, मोललता एवं नॉर्मलता में किसमें विलयन का सान्द्रण ताप से मुक्त होता है — मोललता में
- क्या विलयन का वाष्प दाब शुद्ध विलयनों के वाष्प दाब से अधिक होता है — हाँ
- एथिल एल्कोहल विलेय है — जल में
- सोस कक्ष विधि द्वारा सल्फ्यूरिक अम्ल के निर्माण में प्रयुक्त होता है — समांगी उत्प्रेरक
- कार्बनिक उत्प्रेरक अकार्बनिक उत्प्रेरकों से भिन्न होते हैं — प्रोटीनोक्त प्रकृति होने के कारण
- क्या एक उत्प्रेरक का प्रयोग उत्क्रमणीय अभिक्रिया के साम्य स्थिरांक को बदल सकता है — नहीं
- तेलों के हाइड्रोजनीकरण में प्रयोग आने वाले उत्प्रेरक कौन सा है — Ni
- क्या अभिक्रिया के पश्चात उत्प्रेरक की बनावट तथा भार में परिवर्तन होता है — नहीं
- वह कौन-सा पदार्थ है, जो अमोनिया की हेबर विधि में आयरण उत्प्रेरक के लिए निरोधक का कार्य करता है — CO
- उत्प्रेरक का प्रयोग क्यों होता है — अभिक्रिया को संतुलित करने के लिए
- नाइट्रोग्लीसरीन का अपघटन किस अभिक्रिया का उदाहरण है — स्वतः उत्प्रेरित अभिक्रिया का
- जब प्रत्येक अभिकारक विभिन्न प्रावस्थाओं में होते हैं, तो इसके क्या कहा जाता है — विषमांग उत्प्रेरण
- वह कौन सा एन्जाइम है, जो ग्लूकोज को अल्कोहल में परिवर्तित करता है — जाइमेज
- प्रकाश रासायनिक अभिक्रिया किसके द्वारा आरंभ होती है — प्रकाश के द्वारा
- रासायनिक अभिक्रिया के उत्प्रेरण के अभाव से कौन सी ऊर्जा प्रभावित होती है — सक्रिय ऊर्जा
- जब अभिकारक तथा उत्प्रेरक दोनों की भौतिक अवस्थाएं समान होती हैं, तो वह कहलाता है — समांग उत्प्रेरक

- उत्प्रेरक विघ्न होता है — क्रिया निरोधक
- उत्प्रेरक होता है — साम्य स्थापित होने वाले समय को कम करने वाला पदार्थ
- ऊर्जा जिसको कम करके एक उत्प्रेरक की रासायनिक अभिक्रिया की दर को बढ़ाया जाता है — सक्रियण ऊर्जा को
- क्या एन्जाइम प्रोटीन होते हैं — हाँ
- भोजन के पाचन में सहयोग देने वाला एन्जाइम कौन सा है — टाइग्रेनिम
- क्या एन्जाइम टाइग्रेलिम तार में उपस्थित होता है — हाँ
- एन्जाइम किस प्रकार के जटिल यौगिक होते हैं — नाइट्रोजन युक्त
- संक्रमण तत्व किस प्रकार के उत्प्रेरक सिद्ध होते हैं — उनम
- कौन सा पदार्थ लोहे पर जंग लगने से उत्प्रेरित करता है — H^+
- जीव रासायनिक उत्प्रेरक के कोई दो उदाहरण दीजिए — एन्जाइम एवं पेप्टिन
- साबुन होता है — पायसीकारक
- स्टार्च, डाइसेकराइड में परिवर्तित होता है — डाइस्टेज की उपस्थिति में
- स्नेही कोलॉइड द्रव का एक उदाहरण दीजिए — जिलेटिन
- अभिक्रिया में भाग लेकर उसके वेग को परिवर्तित करने वाला पदार्थ कहलाता है — उत्प्रेरक
- सल्फ्यूरिक एसिड के निर्माण में उत्प्रेरक के रूप में प्रयोग किया जाता है — प्रोटीनोक्त एल्युस्टॉस
- रक्त में पाये जाते हैं — ऋणावेशित कण
- कोलॉइडी तंत्र में कितनी प्रवस्थाएँ होती हैं — दो
- कोलॉइडी विलयन किस विधि द्वारा शुद्ध किये जाते हैं — अपोहन विधि द्वारा
- वह कौन सा प्रक्रम है, जिसमें क्रिस्टलाइड अशुद्धि को कोलॉइड से विरान द्वारा पृथ्वी किया जाता है — अपोहन
- जब परिक्षेपण का माध्यम हवा हो, तो कोलॉइडी तंत्र क्या कहलाता है — एयरोसॉल
- वे कौन से पदार्थ होते हैं, जिनका विलयन तीव्र गति से चर्म पत्र द्वारा छन जाता है — क्रिस्टलाभ

धातुएँ (Metals)

- वर्तमान विश्व में लगभग 119 रासायनिक तत्वों की खोज हो चुकी है।
- अतः इनके गुणों के आधार पर तत्वों को दो भागों में बाँट दिया है— धातु (Metals) और अधातु (Non-metals)।
- धातु (Metal)—**
 - धातु-विद्युत तथा ऊष्मा के सुचालक तथा ठोस अवस्था में तन्य होते हैं, जैसे-लोहा, चाँदी तथा सोना आदि।
 - इसमें चमक होती है, ये ठोस अवस्था में ही पाये जाते हैं।
 - अधिकांश धातु धातुयुक्त पदार्थों के रूप में मिलती है जिसे खनिज कहा जाता है।
 - जिस खनिज से धातु अधिक मात्रा में प्राप्त की जा सकती है, उनको अयस्क कहते हैं।
 - अयस्क में मिले अशुद्ध पदार्थों को गैंग कहते हैं।
 - अयस्क में मिले गैंग को हटाने के लिए बाहर से मिलाये गये पदार्थ को फ्लक्स कहते हैं।
 - गैंग तथा फ्लक्स से मिलकर बने पदार्थ को धातुमल कहते हैं।
 - कैल्सीनेशन (Calcination)— ऐसी प्रक्रिया में धातु के अयस्क को उसके द्रवणांक से नीचे के ताप पर गर्म करते हैं ताकि अयस्क में मिले वाष्पशील अशुद्धियाँ दूर हो जायें।
 - स्मेल्टिंग (Smelting)— इस प्रक्रिया में धातु को एवं फ्लक्स की उपस्थिति में उसके द्रवणांक से ऊपर के ताप पर गर्म करते हैं, जिससे शुद्ध धातु प्राप्त होती है।
 - रोस्टिंग (Roasting)— ऐसी प्रक्रिया में धातु के अयस्क को गर्म हवा की उपस्थिति में उसके द्रवणांक से नीचे के ताप पर गर्म करते हैं ताकि इसमें मिले अशुद्धि ऑक्सीकृत हो जाये।

अधातु (Non-metal)—

- अधातु तत्व प्रायः विद्युत् और ऊष्मा के कुचालक होते हैं, जैसे-फास्फोरस, गंधक, ब्रोमीन आदि।
- ये प्रायः भंगुर होते हैं तथा चमक नहीं होती है।
- समस्थानिक (Isotope) की परमाणु संख्या सबसे अधिक स्थिर होती है।
- धातु की सतह जब जल, वायु अथवा आस-पास के अन्य पदार्थों से प्रभावित होती है तो इस घटना को संक्षारण कहते हैं।

आवर्त-सारणी में धातुओं का स्थान (Position of Metals in the Periodic Table)

आवर्त-सारणी में बायीं ओर (हाइड्रोजन को छोड़कर) धातुओं का स्थान रखा गया है।

उपधातु (Metalloids)—

- आवर्त-सारणी में कुछ ऐसे भी तत्व शामिल हैं, जो धातु और अधातु दोनों के गुण दर्शाते हैं, उपधातु कहलाते हैं।
- अतः उपधातुओं के द्वारा ही धातुओं को अधातुओं से अलग कर दिया गया है।
- कुछ उपधातुओं के उदाहरण हैं—बोरॉन, सिलिकॉन, जर्मेनियम, आर्सेनिक, पोलोनियम, टेल्यूरियम आदि।

धातुओं के भौतिक गुण (Physical properties of Metals)—

- आघातवर्धनीयता (Malleability)—**
धातुएँ आघातवर्ध (Malleable) होती हैं।
हथौड़ी से पीटकर इनको चादरों में परिवर्तित किया जा सकता है।
सोना और चाँदी सबसे अधिक आघातवर्ध होते हैं।
- तन्यता (Ductility)—**
तन्यता धातुओं का एक अन्य लक्षणिक गुण है, जो सामान्यतः अधिकांश धातुओं में पायी जाती है।
सभी धातुएँ समस्त रूप से तन्य नहीं होती हैं।
जैसे — पारा एक धातु है, जो द्रव-अवस्था में पाया जाता है।
यह न तो आघातवर्ध है और न ही तन्य है।
- ऊष्मा के सुचालक (Good Conductor of Heat)—**
धातुएँ सामान्यतः विद्युत् और ऊष्मा के सुचालक (Good Conductor) होती हैं। सीसा विद्युत् का कुचालक होता है।
- चमक (Lustre)—**
सभी धातुएँ चमकदार होती हैं।
इस चमक को धातुई चमक (Metallic Lustre) कहते हैं।
- घनत्व (Density)—**
इसका घनत्व उच्च होता है।
- कठोरता (Hardness)—**
यह कठोर एवं मजबूत होता है, इसके तार खींचे जा सकते हैं।

धातुओं के रासायनिक गुण (Chemical Properties)—

- कुछ धातुएँ, जैसे-सोडियम, पोटेशियम, मैग्नेशियम आदि बाहरी कक्ष से इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनात्मक आयन बनाते हैं और अक्रिय गैस-विन्यास (Inert Gas-configuration) की स्थिति को प्राप्त करते हैं।
- अतः उपर्युक्त धातुएँ धनात्मक तत्व हैं।
- कुछ धातुएँ, जैसे— सोडियम, पोटेशियम, कैल्शियम आदि क्लोरीन के साथ अभिक्रिया करके क्लोराइड यौगिक बनाती हैं।
- धातुएँ ऑक्सीजन से अभिक्रिया करके ऑक्साइड बनाती हैं तथा इनकी प्रकृति क्षारीय होती है।
- धातुएँ तनु अम्ल; जैसे-सल्फ्यूरिक अम्ल, हाइड्रोजन अम्ल, फॉस्फोरिक अम्ल आदि से अभिक्रिया करके लवण बनाती हैं तथा इस क्रिया में हाइड्रोजन गैस मुक्त होती है।
- चाँदी और सोना तनु अम्लों से अभिक्रिया नहीं करते हैं।
- चाँदी और ताँबा हाइड्रोजन से कम क्रियाशील होते हैं।

- ये तनु अम्लों से हाइड्रोजन को मुक्त नहीं करते हैं, जैसे—
 $\text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{कोई अभिक्रिया नहीं।}$
(तनु अम्ल)

5. हाइड्रोजन से अभिक्रिया—

- धातुएँ हाइड्रोजन से अभिक्रिया करके धातु के हाइड्राइड का निर्माण करती हैं।

अभिक्रियाशीलता श्रेणी (Reactivity Series)

- जब किसी धातु का परमाणु इलेक्ट्रॉनों का त्याग आसानी से करके धनायन बनाता है, तो यह धातु अधिक अभिक्रियाशील होती है।
- इसके विपरीत, जो धातु अपने इलेक्ट्रॉनों का आसानी से त्याग नहीं करती, वह कम क्रियाशील होती है।
- अतः अधिक विद्युत्-धनात्मक धातु अधिक अभिक्रियाशील होती है और कम विद्युत्-धनात्मक धातु कम अभिक्रियाशील होती है।
- कुछ धातुओं को इनकी अभिक्रियाशीलता के क्रम में नीचे सारणी में दर्शाया गया है।
- अधिक अभिक्रियाशील धातु को शीर्ष पर रखा गया है।

अभिक्रियाशीलता श्रेणी		
पोटेशियम	K	सबसे अधिक
सोडियम	Na	क्रियाशील धातु
कैल्शियम	Ca	
मैग्नेशियम	Mg	
एलुमिनियम	Al	
जिंक	Zn	
लोहा	Fe	
टिन	Sn	
सीसा	Pb	
सीसा	Pb	
[हाइड्रोजन]	[H]	
हाइड्रोजन से अधिक अभिक्रियाशील धातु	ताँबा	Cu
	पारा	Hg
	चाँदी	Ag
हाइड्रोजन से कम क्रियाशील धातु	सोना	Au
		सबसे कम क्रियाशील धातु

धातुओं की प्राप्ति (Occurrence of Metals)—

- कुछ धातुएँ, जैसे-गोल्ड, प्लैटिनम आदि कम सक्रिय होने के कारण ये प्रकृति में मुक्त अवस्था (Free State) में पायी जाती हैं।

खनिज (Minerals)—

- धातु या उसके यौगिकों से प्राप्त होने वाले वे प्राकृतिक पदार्थ, जो पृथ्वीतल के नीचे पाए जाते हैं, खनिज कहलाते हैं।

अयस्क (Ores)—

- वे खनिज, जिनसे धातुएँ आसानी से तथा कम खर्च में प्राप्त की जा सकती हैं, अयस्क कहलाती हैं।
- सभी अयस्क खनिज होते हैं, लेकिन सभी खनिज अयस्क नहीं होते हैं।

अयस्कों के प्रकार (Types of Ores)—

- अयस्कों को मुख्यतः चार प्रकारों में विभाजित किया गया है—
- (i) **ऑक्साइड अयस्क (Oxide Ores)—**
बॉक्साइट ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) में एलुमिनियम ऑक्साइड के रूप में रहता है।
इसी प्रकार क्यूप्राइट (Cu_2O) में कॉपर (ताँबा) ऑक्साइड के रूप में रहता है।
- (ii) **कार्बोनेट अयस्क (Carbonate Ores)—**
लाइम स्टोन या चूना-पत्थर (CaCO_3) में कैल्शियम कार्बोनेट के रूप में रहता है।
सिडेराइट (FeCO_3) में लोहा कार्बोनेट के रूप में रहता है।

- (iii) **सल्फाइड अयस्क (Sulphide Ores)**—
 • आयरन पाइराइट (FeS_2) में लोहा सल्फाइड के रूप में रहता है।
 • इस प्रकार जिंक ब्लेंड (ZnS) में जिंक (जस्ता) सल्फाइड के रूप में पाया जाता है।

- (iv) **हेलाइड अयस्क (Halide Ores)**—
 • रॉक साल्ट (NaCl) सोडियम क्लोराइड के रूप में पाया जाता है।
 • हॉर्नसिल्वर या सिल्वर क्लोराइड (AgCl) में सिल्वर (चांदी) क्लोराइड के रूप में पाया जाता है।

धातुकर्म (Metallurgy) —

- अयस्क को से धातुओं के निष्कासन (Extraction of Metals) और उपयोग में लाने के पूर्व उनके शुद्धिकरण की प्रक्रिया को धातुकर्म या धात्विकी कहते हैं।
- अयस्क को से धातुओं के निष्कासन दो बातों पर निर्भर करते हैं—(i) अयस्क की प्रकृति तथा (ii) निष्कासित होने वाली धातु के गुण। सामान्यतः धातुकर्म के निम्नलिखित चरण होते हैं—
- 1. **सांद्रण (Concentration)**—
 • अयस्क से अशुद्धियों को दूर करने की विधि सांद्रण कहलाती है।
 • अयस्क को पहले महीन पीस लिया जाता है, तब किसी उचित विधि द्वारा सांद्रण किया जाता है।
 • अयस्क के सांद्रण के लिए निम्नलिखित विधियाँ प्रयुक्त की जाती हैं—

भौतिक विधि—

- इस विधि के अंतर्गत निम्न विधियाँ हैं—
- (i) **हाथ से चुनकर (By hand picking)**—अयस्क में उपस्थित बड़े-बड़े टुकड़ों के अशुद्धियों को हाथ से चुनकर पृथक् किया जा सकता है।
- (ii) **गुरुत्व पृथक्करण विधि (Gravity separation method)**—
 • अयस्क के महीन चूर्ण को पानी से भरे टैंक में डालकर खलबलाने पर भारी अयस्क के कण नीचे पेंदी में बैठ जाते हैं तथा अशुद्धियों को जल की धारा प्रवाहित कर दूर किया जा सकता है।
- (iii) **चुंबकीय पृथक्करण विधि (Magnetic separation method)**—
 • जब अयस्क या अशुद्धि में से कोई एक चुंबकीय गुण वाला हो, तब उन्हें चुंबक की मदद से पृथक् किया जाता है। चुंबकीय अयस्क को सांद्रित करने के लिए 'चुंबकीय-पृथक्करण विधि' का प्रयोग किया जाता है।
- (iv) **फ्लोटेशन विधि (FROTH Floatation process)**—इस विधि में अयस्क के चूर्ण को पाइन या यूकैलिप्टस के तेल मिले हुए जल में डालकर वायु का झाँका देकर झाग उत्पन्न किया जाता है। इससे अयस्क के कण झाग के साथ ऊपर आ जाते हैं तथा अशुद्धियाँ नीचे बैठ जाते हैं। यह विधि मुख्य रूप से सल्फाइड अयस्क के लिए उपयुक्त है।

रासायनिक विधि—

- इस विधि के अंतर्गत अशुद्ध अयस्क के चूर्ण को किसी ऐसे रासायनिक पदार्थ के घोल में मिला कर अलग कर लिया जाता है, जिसमें अयस्क तो घुल जाता है लेकिन अशुद्धियाँ नीचे बैठ जाते हैं। यह विधि मुख्य रूप से सल्फाइड अयस्क के लिए उपयुक्त है।
- 2. **निस्तापन (Calcination)**—
 • सांद्रित अयस्क को उसके गलनांक के नीचे तक वायु की अनुपस्थिति में गर्म करने की प्रक्रिया को अयस्क का निस्तापन कहा जाता है।
 • इससे अयस्क में उपस्थित वाष्पशील अशुद्धियाँ, जलकण आदि पृथक् हो जाते हैं तथा अयस्क फफोलेदार हो जाता है।
- 3. **भंजन या जारण (Roasting)**—
 • सांद्रित अयस्क को उसके गलनांक के नीचे तक वायु की उपस्थिति में गर्म करने की प्रक्रिया अयस्क का भंजन या जारण कहलाती है।
 • इससे कुछ अशुद्धियाँ ऑक्सीकृत होकर बाहर निकल जाती हैं तथा धातु का ऑक्साइड बनता है।
- 4. **अवकरण (Reduction)**—
 • इस प्रक्रिया द्वारा धातु के ऑक्साइड को अवकृत कर धातु में परिणत किया जाता है।

- इस विधि के निम्नलिखित तीन प्रकार होते हैं—

(a) प्रगलन (Smelting) —

- धातु के ऑक्साइड को कार्बन के द्राग अवकृत कर धातु प्राप्त करने की विधि को प्रगलन कहते हैं।
 • हेमेटाइट से लौह धातु इसी विधि से प्राप्त की जाती है।

(b) ऐल्यूमिनोथर्मिक विधि (aluminothermic process) —

- धातु के ऑक्साइड को ऐल्यूमिनियम के द्राग अवकृत कर धातु प्राप्त करने की विधि को ऐल्यूमिनोथर्मिक विधि कहते हैं।
 • मैंगनीज (Mn) तथा क्रोमियम (Cr) आदि धातुओं का निष्कर्षण इनके ऑक्साइड से इसी विधि के द्राग किया जाता है—

$$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$$

$$3\text{MnO}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$$
 यह एक ऊष्माक्षेपी प्रक्रिया है तथा इससे उत्सर्जित ऊष्मा अभिक्रिया को बढ़ाने के लिए काफी होती है।

(c) विद्युत् अपघटनी विधि (Electrolytic process) —

- बहुत अधिक क्रियाशील धातुओं जैसे—Na, K, Mg, Ca, Al इत्यादि का निष्कर्षण इनके ऑक्साइड, क्लोराइड, हाइड्रॉक्साइड से इसी विधि से किया जाता है।
 • इस विधि में धातु के पिघले हुए ऑक्साइड, क्लोराइड या हाइड्रॉक्साइड का विद्युत् अपघटन कराने पर कैथोड पर धातु मुक्त होती है।

5. धातु का शुद्धिकरण (Purification of Metal) —

- धातु के अयस्क के अवकरण से प्राप्त धातु में अनेक प्रकार की अशुद्धियाँ पाई जाती हैं।
 • इसका शुद्धिकरण के लिए निम्नलिखित विधियाँ उपयोग में लाई जाती हैं—

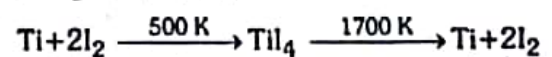
- (i) **आसवन विधि (Distillation Method)**—ऐसा धातु जिसके क्वथनांक कम तथा वाष्पशील हो, का शुद्धिकरण इस विधि द्वारा किया जाता है।

- (ii) **ऑक्सीकरण विधि (Oxidation method)**—जब धातु की अपेक्षा अशुद्धियाँ आसानी से ऑक्सीकृत हो सकती हैं, तब इस विधि द्वारा धातु से होकर वायु प्रवाहित की जाती है, जिससे अशुद्धियाँ ऑक्सीकृत होकर बाहर निकल जाती हैं।

- (iii) **विद्युत् अपघटन शुद्धिकरण (Electro Refining)**—अत्यधिक विद्युत् धनात्मक तत्वों, जैसे—Al, Cu, Zn आदि का शुद्धिकरण इस विधि से किया जाता है इस विधि में अशुद्ध धातु की एक मोटी प्लेट का एनोड, शुद्ध धातु की एक पतली प्लेट का कैथोड तथा इसी धातु के किसी जल में घुलनशील लवण का उपयोग विद्युत् अपघटन के रूप में किया जाता है। विद्युत् धारा प्रवाहित करने पर अशुद्ध धातु विलयन में तथा विलयन से शुद्ध धातु कैथोड पर एकत्रित होती रहती है।

- (iv) **वॉन आरकेल विधि (Van Arkel Method)**—इस विधि में अशुद्ध धातु को किसी उपयुक्त पदार्थ के साथ अभिक्रिया करवाकर वाष्पशील स्थायी यौगिक में परिवर्तित किया जाता है, फिर उस यौगिक का अपघटन करवाकर शुद्ध धातु प्राप्त की जाती है।

- टाइटेनियम (Ti) तथा जर्मेनियम (Zr) का शुद्धिकरण इसी विधि द्वारा किया जाता है।



- इस विधि द्वारा अति शुद्ध धातु प्राप्त की जा सकती है।

- (v) **क्षेत्र शोधन विधि (Zone refining process)**—इस विधि में अशुद्ध धातु की छड़ को एक वृत्ताकार ऊष्मक (Circular heater) द्वारा पिघलाते हुए छड़ के एक छोर से दूसरे छोर की ओर घिसकाया जाता है। जैसे-जैसे ऊष्मक आगे बढ़ता है, धातु द्रव से स्थायी होकर अलग हो जाती है।

- जर्मेनियम (Ge) तथा सिलिकॉन (Si) का शुद्धिकरण उपर्युक्त विधि द्वारा किया जाता है।

- अति शुद्ध धातु प्राप्त करने के लिए इस विधि का उपयोग किया जाता है।

मिश्रधातुएँ (Alloys)

मिश्रधातु	अवयव
1. जर्मन सिल्वर	ताँबा + निकेल + जिंक (Cu + Ni + Zn)
2. टाँका (सोल्डर)	सीसा + टिन (Pb + Sn)
3. स्टील	लोहा + कार्बन (Fe + C)
4. पीतल	ताँबा + जिंक (Cu + Zn)
5. इयुरेलियम	एल्युमिनियम + ताँबा + मैग्नीशियम + मैंगनीज (Al + Cu + Mg + Mn)
6. काँसा	ताँबा + टिन (Cu + Sn)
7. स्टेनलेस स्टील	लोहा + निकेल + क्रोमियम (Fe + Ni + Cr)
8. रोल्ड गोल्ड	ताँबा + एल्युमिनियम (Cu + Al)
9. गन मेटल	ताँबा + जिंक + टिन (Cu + Zn + Sn)
10. मुंज मेटल	ताँबा + जिंक (Cu + Zn)
11. रोज मेटल	बिस्मथ + सीसा + टिन (Bi + Pb + Sn)

उपयोग

- बर्तन एवं अन्य उपकरण बनाने में।
- जोड़ों में टाँका लगाना।
- जहाज, यातायात के निर्माण में।
- बर्तन तथा सजावट के सामान।
- वायुयान तथा रसोई के समान बनाने में।
- जहाज निर्माण में।
- बर्तन बनाने में।
- आभूषण बनाने में।
- तोप तथा हथियार बनाने में।
- सिक्का बनाने में।
- फ्यूज बनाने में स्वचालित।

कुछ धातुओं से संबंधित विशेष तथ्य

लोहा (26Fe^{56})—

- लोहा काफी अभिक्रियाशील धातु है। लोहे के प्रमुख अवस्क हेमायडिट है।
- लोहा एक संक्रमण धातु तत्व है।
- इसका संकेत Fe, परमाणु संख्या 26, वर्ग VIII आवर्त IV में रखा गया है।
- प्रकृति में लोहा मुक्त अवस्था में अल्पमात्रा में पाया जाता है।
- अतः लोहा का निष्कर्षण वायु भट्टी (Blast Furnace) का प्रयोग कर लाल हेमेयडिट (Fe_2O_3) के द्वारा किया जाता है।
- आर्द्र वायु में छोड़ने पर लोहे के ऊपर लाल रंग की एक ढीली परत के निर्माण को जंग लगना कहते हैं।
- जंग लगना एक रासायनिक परिवर्तन है।
- जंग लगने से लोहे का भार बढ़ जाता है।
- लोहा को जंग से बचाने के लिए उसके सतह पर कोलतार या ताँबा निकेल का स्तर चढ़ाकर या जस्तीकरण (Galvanization) करके किया जा सकता है।
- लाल तप्त लोहे पर जलवाष्प प्रवाहित करने से उस पर फॉरेसोफेरिक ऑक्साइड (Fe_3O_4) की परत बैठ जाती है, जो लोहे को जंग से बचाता है।

लोहा के प्रकार (Types of Iron)—

- लोहा मुख्यतः तीन प्रकार के होते हैं—
- 1. **ढलवाँ लोहा (Cast Iron)—**
- ढलवाँ लोहा कठोर और भंगुर होता है।
- इसमें फॉस्फोरस, सिलिकॉन और मैंगनीज आदि अशुद्धियों के रूप में पाए जाते हैं।
- इसमें कार्बन की मात्रा अपेक्षाकृत 2%–2.5% तक होती है।

2. पिटवाँ लोहा (Wrought Iron)—

- पिटवाँ लोहा आघातवर्ध तथा तन्य होता है, इससे चादरें (sheets) और तार निर्मित किए जा सकते हैं।
- इसमें कार्बन की मात्रा सबसे कम लगभग 0.12–0.25% तक होती है।
- यह अपेक्षाकृत शुद्ध लोहा होता है।

3. इस्पात (Steel)—

- यह लोहा और कार्बन की मिश्रधातु (Alloy) होता है।
- यह मुख्यतः चार प्रकार का होता है—
- (i) **मृदु इस्पात (Mild Steel)—**
- मृदु इस्पात आघातवर्ध और तन्य होता है।
- इसमें कार्बन की मात्रा लगभग 0.1% होती है।
- (ii) **मध्यम इस्पात (Medium Steel)—**
- मध्यम इस्पात कठोर होता है।
- इससे रेल लाइन, समुद्री जहाज और पुल बनाए बनाए जाते हैं।
- इसमें कार्बन की मात्रा लगभग 0.5% तक होती है।
- (iii) **कठोर इस्पात (Hard Steel)—**
- कठोर इस्पात काफी कठोर होता है।
- इसमें कार्बन की मात्रा 1.5% तक होती है।
- इससे औजार आदि बनाए जाते हैं।
- (iv) **मिश्र इस्पात (Alloy Steel)—**
- मिश्र इस्पात विभिन्न धातुओं और अघातुओं का मिश्रण है।

विभिन्न प्रकार के इस्पात

मिश्रित धातु	धात्विक मात्रा	निर्मित धातु का नाम	विशेष गुण	उपयोग
क्रोमियम	11.5%	स्टेनलेस स्टील	कठोर होता है एवं जंग नहीं लगता है।	वाल्च, बॉल-बियरिंग ब्लेड और बर्तन के निर्माण में
मैंगनीज	6–15%	मैंगनीज इस्पात	अत्यंत कठोर होता है एवं कम घिसाऊ होता है।	सड़क, रेल की पट्टी, रोलर तथा तिजोरी आदि बनाए जाते हैं।
टंगस्टन	10–20%	टंगस्टन इस्पात	बहुत कठोर एवं शक्तिशाली (मजबूत)	औजार, काटने वाले यंत्र (आरी) और स्प्रिंग चुम्बक बनाने में
क्रोमियम निकेल	36%	निकेल इस्पात	कठोर, लचीला एवं जंग लगने की कम संभावना	वायुयान, बिजली की तार, घड़ी, मोटर के हिस्से इत्यादि बनाने में
क्रोमियम एवं वैनैडियम	1%+ 0.15%–5%	क्रोम-वैनैडियम इस्पात	अधिक भार, साधक क्षमता	धुरी-बियरिंग, गोयर तथा मोटरों के ढाँचे एवं चेचिस आदि के निर्माण में

- इसके अंतर्गत स्टेनलेस, क्रोम इस्पात, टंगस्टन इस्पात आदि आते हैं।
- स्टेनलेस इस्पात पर वायु एवं जल आदि का प्रभाव नहीं पड़ता है।
- फलतः इसमें जंग नहीं लगता है।
- कच्चे लोहे अथवा लौह-अवस्कों से पिटवाँ लोहा तथा इस्पात बनाया जाता है।
- शुद्ध लोहा में तीन प्रकार के क्रिस्टल पाए जाते हैं— α -लौह, γ -लौह तथा δ -लौह।
- जहाँ तक लोहा एवं इस्पात का उपयोग की बात है, तो ये जीवन की सम्पूर्ण रीढ़ की हैं।
- इनका एवं इनकी मिश्रधातुओं का उपयोग घरेलू सामान्य जिन्दगी से लेकर बाहर के लगभग समस्त प्रक्रमों-उपक्रमों में किया जाता है।

लोहे के यौगिक (Compound of Iron)—

- फेरस सल्फेट ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) फेरिक क्लोराइड (FeCl_3), आयरन सल्फाइड (FeS), मोर लवण [$\text{FeSO}_4 (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$]
- आयरन सल्फाइड अथवा आयरन पाइराइट्स को 'छूटा सोना' या 'बेवकूफ सोना' कहा जाता है।

- लोहे पर जंग लगना (Rusting of Iron)— लोहे को नम वायु में खुला रहने पर उस पर फेरिक ऑक्साइड (Fe_2O_3) तथा फेडरिक हाइड्रॉक्साइड $[(\text{Fe}(\text{OH}))_3]$ की लाल एवं भूरे रंग की एक ढीली परत जम जाती है, जिसे 'जंग लगना' (Rusting of Iron) कहा जाता है।
- (i) लोहे में जंग लगना एक ऑक्सीकरण अभिक्रिया है।
- (ii) लोहे पर जंग लगने से उसके भार में वृद्धि होती है।
- (iii) लोहे के ऊपर पीच, अलकतरा या ऐलुमिनियम पेंट कर देने से या जस्तीकरण करके उसे जंग लगने से बचा जा सकता है।

सिडरोसिस और विल्सन-बीमारी (Siderosis and Wilson's Disease)

- सभी जीवधारियों के लिए धातुएँ अति महत्वपूर्ण हैं।
- कभी-कभी शरीर में धातुओं की आवश्यकता से अधिक मात्रा में उपस्थिति भी हानिकारक प्रभाव दर्शाती है।
- लोहे के अधिक मात्रा में उपस्थिति से सिडरोसिस नामक बीमारी हो जाती है।
- वयस्क मनुष्यों में ताँबा की मात्रा 0.10 ग्राम से 0.15 ग्राम के बीच रहनी चाहिए।
- इस मात्रा में वृद्धि हो जाने पर एक प्रकार की बीमारी हो जाती है, जिसे विल्सन-बीमारी कहते हैं।
- इस बीमारी से ग्रसित हो जाने पर जीवधारियों के शरीर में कंपन, निगलने में कठिनाईयाँ, घबराहट एवं जोड़ों में कसापन आदि लक्षण उभरकर सामने आ जाते हैं।

तत्त्व, अयस्क तथा उसके सूत्र
(Elements, Ores and Formulae)

तत्त्व	अयस्क का नाम	सूत्र
1. सीसा (Pb)	गैलेना सैरूसाइट ऐंग्लोसाइट	PbS PbCO ₃ PbSO ₄
2. सोना (Au)	कैल्चेराइट पेटसाइट	AuTe ₂ [(Ag, Au)Te]
3. ताँबा (Cu)	सिल्वेनाइट्स रूबी कॉपर या क्यूप्राइट मैलेकाइट ऐजुराइट कॉपर पायराइट कॉपर ग्लान्स	Cu ₂ O CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂ 2CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂ CuFeS ₂ Cu ₂ S
4. लोहा (Fe)	हेमेटाइट मैग्नेटाइट लिमोनाइट सिडेराइट आयरन पायासइट	Fe ₂ O ₃ Fe ₃ O ₄ Fe ₂ O ₃ ·3H ₂ O FeCO ₃ FeS ₂
5. कैडमियम (Cd)	ग्रिनोकाइट	CdS
6. क्रोमियम (Cr)	क्रोमाइट क्रोकोइट	FeO·Cr ₂ O ₃ PbCrO ₄
7. ऐलुमिनियम (Al)	कोरुण्डम लाल (Ruby) नीलम बॉक्साइट डायस्पोर क्रायोलाइट	— Al ₂ O ₃ Al ₂ O ₃ ·2H ₂ O Al ₂ O ₃ ·H ₂ O Na ₃ AlF ₆
8. सोडियम (Na)	खनिज नमक चिली साल्टपीटर ट्रोना	NaCl NaNO ₃ Na ₂ CO ₃

तत्त्व	अयस्क का नाम	सूत्र
9. टिन (Sn)	कैसिटेराइट	SnO ₂
10. जिंक (Zn)	जिंकाइट फ्रेक्लिनाइट जिंक ब्लेंड जिंक स्यार विलेमाइट	ZnO ZnO·Fe ₂ O ₃ ZnS ZnCO ₃ 2 ZnO·SiO ₂
11. बेरियम (Ba)	बेराइट्स विदराइट	BaSO ₄ BaCO ₃
12. पोटैशियम (K)	कार्नेलाइट सिल्वायन केनाइट शोनाइट फेल्सस्पार शोरा (नाइट्र) सिनेबार	KCl·MgCl ₂ ·6H ₂ O KCl K ₂ SO ₄ ·MgSO ₄ K ₂ SO ₄ ·MgSO ₄ ·6H ₂ O KAlSi ₃ O ₈ KNO ₃ HgS
13. पारा (Hg)	सिल्वर ग्लान्स	Ag ₂ S
14. चाँदी (Ag)	रूबी सिल्वर कॉपर सिल्वर ग्लान्स हॉर्न सिल्वर	Ag ₂ Ss Sb ₂ S ₂ Ag ₂ S·Cu ₂ S AgCl
15. मैग्नेशियम (Mg)	मैग्नेसाइट डोलोमाइट कीसराइट एप्सम साल्ट कार्नेलाइट टैल्क ऐस्वेस्टस	MgCO ₃ MgCO ₃ ·CaCO ₃ MgSO ₄ ·H ₂ O MgSO ₄ ·7H ₂ O KCl, MgCl ₂ ·6H ₂ O 3MgO·4SiO ₂ ·H ₂ O CaMg ₃ (SiO ₃) ₄
16. कैल्सियम (Ca)	चूने का पत्थर डोलोमाइट जिप्सम एन्हाइड्राइट सल्फेट फ्लोस्फार फ्लोरोप्टाइट फॉस्फोराइट	CaCO ₃ CaCO ₃ ·MgCO ₃ CaCO ₃ ·2H ₂ O CaSO ₄ CaF ₂ 3Ca ₃ (PO ₄) ₂ CaF ₂ Ca ₃ (PO ₄) ₂

ताँबा [(Copper (29Cu⁶³))—

- ताँबा भी एक संक्रमण धातु है।
- यह मानव द्वारा प्रयुक्त पहला धातु है।
- यह क्यूप्रस यौगिक में 1 तथा क्यूप्रिक यौगिकों में 2 संयोजकता प्रदर्शित करता है।
- संकेत Cu, परमाणु संख्या 29, वर्ग IB आवर्त IV है।
- चाँदी के बाद सबसे अधिक सुचालक पदार्थ है।
- ताँबा का निष्कर्षण कॉपर पायराइट्स अयस्क के द्वारा फेन प्लावन विधि की सहायता से करते हैं।
- ताँबा का उपयोग सिक्कों व बर्तन बनाने में किया जाता है।
- विद्युत् तार एवं विद्युत् उपकरण के निर्माण में।
- पोतल, काँसा, जर्मन सिल्वर, गर्म मेटल आदि मिश्र धातुओं के निर्माण में।

ताँबा के यौगिक (Compounds of Copper)—

- क्यूप्रस ऑक्साइड (Cu₂O)
- क्यूप्रिक ऑक्साइड (CuO)
- क्यूप्रस क्लोराइड (CuCl या Cu₂Cl₂)
- क्यूप्रिक क्लोराइड (CuCl₂·2H₂O)
- क्यूप्रिक नाइट्राइट [Cu(NO₂)₂]
- क्यूप्रिक नाइट्रेट [Cu(NO₃)₂·3H₂O]
- क्यूप्रिक सल्फाइड (CuS)
- क्यूप्रिक सल्फेट (नीला धोधा) (CuSO₄·5H₂O)