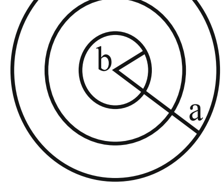
02. परमाणु की संरचना (Structure of Atom)

- **परमाणु सिद्धांत (Atomic Theory)–** पदार्थ छोटे-छोटे परमाणुओं से मिलकर बना होता है यह जानकारी भारत में कणाद ने दिया जबकि व्यापक रुप से यह जानकारी जानडॉल्टन ने दिया।
- ☞ जॉन डाल्टन नामक वैज्ञानिक ने विस्तृत रूप से परमाणु संरचना की जानकारी दी (पहली बार) इन्हें परमाणु संरचना का जनक कहा जाता है।
- ☞ इन्होंने ATOM (परमाणु) शब्द दिया और कहा कि परमाणु को तोड़ा नहीं जा सकता है।
- ☞ आधुनिक समय में डाल्टन के सिद्धान्त को काट दिया गया और परमाणु को इलेक्ट्रॉन, प्रोट्रॉन, न्यूट्रॉन, पॉजीट्रॉन, न्यूट्रीनो, मेसॉन, पाइ मेसॉन इत्यादि में तोड़ दिया गया।
- ☞ परमाणु के नाभिक में न्यूट्रॉन तथा प्रोट्रॉन पाया जाता है जबकि इलेक्ट्रॉन बाहर चक्कर लगाता है।
- **परमाणु के मूल कण (Fundamental Particles of Atom)–** वैसे कण जिसके निर्माण में किसी अन्य कण की आवश्यकता नहीं होती है मूल कण कहलाता है।
  जैसे– इलेक्ट्रॉन एक मूल कण है किन्तु नाभिक मूल कण नहीं है।
- ☞ **मूल कण दो प्रकार के होते हैं–**
  1. स्थायी मूल कण (Stable Particles)
  2. अस्थायी मूल कण (Unstable Particles)

1. **स्थायी मूल कण (Stable Particles)–** यह परमाणु में अनिवार्य रूप से उपस्थित रहते हैं। इनकी संख्या 3 है। इलेक्ट्रॉन, पोट्रॉन तथा न्यूट्रॉन।
2. **अस्थायी कण (Unstable Particles)–** यह अनिवार्य रूप से परमाणु में उपस्थित नहीं रहते हैं।
   जैसे– पोजिट्रॉन, न्यूट्रिनो, एंटीन्यूट्रिनो, मेसॉन इत्यादि।

- **प्रतिकण (Antiparticles)–** जब दो स्वभाव में विपरीत कण आपस में मिलते हैं तो वे एक दूसरे को नष्ट कर देते है। इसे ही प्रतिकण कहते हैं।
- ☞ वर्तमान में इसकी संख्या 100 से भी अधिक है।
  जैसे– इलेक्ट्रॉन तथा पॉजिट्रॉन।
- ☞ परमाणु का आकार गोलाकार होता है। जिसके बाहर इलेक्ट्रॉन चक्कर लगाते हैं।
- ☞ परमाणु के केन्द्र को नाभिक कहते हैं। नाभिक धनआवेशित होता है। परमाणु का कुल द्रव्यमान नाभिक में ही पाया जाता है।
- ☞ नाभिक के द्रव्यमान को मापकर परमाणु द्रव्यमान को नापा जा सकता है। अर्थात् परमाणु का द्रव्यमान न्यूट्रॉन तथा पोट्रॉन के द्रव्यमान के बराबर होता है।
- ☞ इलेक्ट्रॉन के भार का इसलिए नहीं जोड़ते हैं क्योंकि वह उच्च गति से गतिशील रहता है।
- ☞ नाभिक की खोज रदरफोर्ड ने किया था। नाभिक के अन्दर न्यूट्रॉन तथा प्रोट्रॉन पाये जाते हैं। नाभिक के अन्दर पाये जाने वाले इन कणों को सामुहिक रूप से न्यूक्लियॉन कहते हैं।
- ☞ इलेक्ट्रॉन न्यूक्लियॉन नहीं है क्योंकि यह नाभिक (Nucleous) के बाहर रहता है।
- ☞ न्यूक्लियॉन में न्यूट्रॉन तथा पोट्रॉन आते हैं।



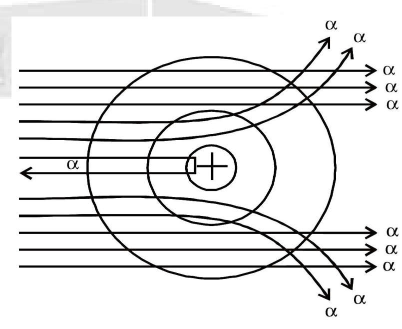
- ☞ परमाणु की त्रिज्या को एंगस्ट्रॉम (Å) में मापते हैं।

$$\text{परमाणु त्रिज्या} = 10^{-10} m (1 \mathring{A})$$

- ☞ नाभिक की त्रिज्या को फर्मी (f) में मापते हैं।

$$\text{नाभिक त्रिज्या} = 10^{-15} m \ (1 \text{ फर्मी})$$

- ☞ परमाणु त्रिज्या नाभिक के त्रिज्या से 1 लाख (10^5) गुणा अधिक होती है।
- **परमाणु मॉडल (Atomic Model)–** वह मॉडल जिसमें नाभिक, इलेक्ट्रॉन, पोट्रॉन तथा न्यूट्रॉन की स्थिति को दर्शाया गया हो उसे परमाणु मॉडल कहते हैं।
- ☞ सर्वप्रथम परमाणु मॉडल J. J. Thomson ने दिया इन्होंने परमाणु को तरबूज के समान माना था अत: इस सिद्धांत को तरबूज सिद्धांत या (Watermelon Theory) कहते हैं।
- ☞ इनके अनुसार तरबूज का लाल वाला भाग प्रोट्रॉन होता है जबकि इलेक्ट्रॉन तरबूज के बीज के समान बिखरे होते हैं। इनके द्वारा प्रोट्रॉन की बताई गई स्थिति वास्तविकता से भिन्न थी।
- **रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल (Atomic Model of Rutherford)–**
  इस मॉडल को α–प्रकीर्णन मॉडल भी कहते हैं। इसमें रदरफोर्ड ने रेडियम से α–किरण को निकाला था और सोने की पतली परत पर प्रहार कराया था और निम्नलिखित जानकारियाँ दी थी।



(i) अधिकांश α–किरणें सोने की चादर को पार कर गयी अत: परमाणु का अधिकांश भाग खोखला होता है।

(ii) कुछ α–किरणें परमाणु के मध्य भाग से थोड़ी विचलित (तिरछा) होकर निकल गयी अत: उन्होंने कहा कि परमाणु का मध्य भाग धनात्मक (Positive) होता है।

KHAN GLOBAL STUDIES
KHAN SIR

(iii) 12,000 में से एक α–Ray परमाणु के मध्य भाग से टकराकर वापस आ गयी अत: उन्होंने कहा कि परमाणु का मध्य भाग ठोस होता है जिसे उन्होंने नाभिक (Nucleous) नाम दिया।

☞ रदरफोर्ड के अनुसार परमाणु के नाभिक में प्रोट्रॉन एवं न्यूट्रॉन रहता है जबकि इलेक्ट्रॉन बाहर चक्कर लगाता है।

➢ **मैक्सवेल का सिद्धान्त (Maxwell's Theory)–** इन्होंने विद्युत चुम्बकीय सिद्धान्त का प्रतिपादन किया और बताया कि जब कोई कण वृत्तीय मार्ग पर चक्कर लगाता है तो वह ऊर्जा का उत्सर्जन (Extraction) करता है। जिस कारण उसकी ऊर्जा धीरे-धीरे समाप्त हो जाएगी और इलेक्ट्रॉन नाभिक में गिर जाएगा जिस कारण परमाणु का अस्तित्व समाप्त हो जाएगा। अत: Maxwell ने रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल को अस्थायी बताया।

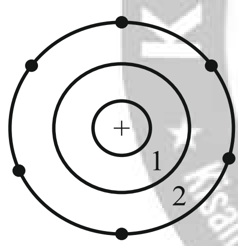
➢ **बोरबरी का मॉडल (Burberry's Theory)–** इसी मॉडल को मान्यता प्राप्त है।

☞ इसे निल्सबोर ने दिया था इनके अनुसार परमाणु के केन्द्र में नाभिक होता है जबकि इलेक्ट्रॉन बाहर वृत्तीय कक्षा में चक्कर लगाता है।

☞ जब इलेक्ट्रॉन अपनी मूल कक्षा में चक्कर लगाता है तो वह ऊर्जा का उत्सर्जन नहीं करता है अर्थात् उसके ऊर्जा में कोई परिवर्तन नहीं होता है।

☞ जब कोई इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर वाली कक्षा में जाता है अर्थात् निम्न कक्षा से उच्च कक्षा में जाता है तो वह बाह्य स्त्रोत से ऊर्जा ग्रहण कर लेता है अर्थात् उसकी ऊर्जा बढ़ जाती है।

☞ जब कोई इलेक्ट्रॉन नाभिक के दूर वाली कक्षा से नाभिक के समीप वाली कक्षा में आता है तो वह ऊर्जा का उत्सर्जन करता है अर्थात् उसकी ऊर्जा में कमी आती है।



$2n^2$

कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या $2n^2$ के अनुसार भरती है।

पहली कक्षा में $2n^2 = 2 \times 1^2 = 2$

दूसरी कक्षा में $2n^2 = 2 \times 2^2 = 8$

तीसरी कक्षा मे $2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$

चतुर्थ कक्षा में $2n^2 = 2 \times 4^2 = 32$

➢ **इलेक्ट्रॉन, प्रोट्रॉन तथा न्यूट्रॉन–**

कण	खोजकर्ता	द्रव्यमान	आवेश
Electron	J. J. थॉमसन (1897)	9.1×10^{-31} kg	–Ve
Proton	गोल्डस्टीन (1919)	1.6725×10^{-27} kg	+Ve
Neutron	चैडविक (1932)	1.6748×10^{-27} kg	No Charge

भार $= n > p > e^-$

भेदन-क्षमता $= n > p > e^-$

➢ **इलेक्ट्रॉन [Electron (e^-)] –** इसकी खोज J. J. थॉमसन ने 1897 ई. में किया था। इसे कैथोड किरण भी कहते हैं। इस पर ऋण आवेश होता है।

☞ **निरपेक्ष द्रव्यमान (Absolute Mass)–** जब किसी कण का द्रव्यमान बिना किसी से तुलना किए निकाला जाता है तो उसे निरपेक्ष द्रव्यमान कहते हैं।

निरपेक्ष द्रव्यमान $= 9.1 \times 10^{-31}$ kg

(Absolute mass)

सार्पेक्षिक द्रव्यमान = (Relative mass)=0.00054 *amu* ≈ 0

आवेश $= -1.6 \times 10^{-19}$ कूलॉम

Remark:– इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के द्रव्यमान के $\frac{1}{1837}$ या $\frac{1}{1840}$ वे भाग के बराबर होता है।

☞ H इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा हमेशा ऋणात्मक होती है।

➢ **परमाणु द्रव्यमान इकाई amu (Atomic Mass Unit) –** जब किसी कण के द्रव्यमान की तुलना कार्बन के 12वें भाग से किया जाता है तो उसे amu कहा जाता है।

$1 \text{ amu} = 1.66 \times 10^{-27}$ kg

➢ **प्रोट्रॉन [(Proton) P]–** इसे Anode किरण भी कहते हैं। इसकी खोज गोल्डस्टीन ने 1919 ई. में किया था। जबकि नामकरण रदरफोर्ड ने किया। इसपर धन आवेश होता है।

सापेक्षिक द्रव्यमान = 1.0072 amu

निरपेक्ष द्रव्यमान $= 1.6726 \times 10^{-27}$ kg

प्रोट्रॉन पर,

आवेश $= \pm 1.6 \times 10^{-19}$ कूलॉम

Remarks :– इलेक्ट्रॉन तथा प्रोटॉन पर आवेश की मात्रा समान होती है किंतु उनकी प्रकृति विपरीत होती है।

➢ **न्यूट्रॉन (Neutron)** $\left({}^{1}_{0}\mathbf{n}\right)$**–** इसकी खोज जेम्स चैडविक ने 1932 ई. में किया था। इस पर कोई भी आवेश नहीं होता है। इसी कारण इसकी खोज में अधिक समय लगा। इसपर कोई आवेश नहीं होता है।

निरपेक्ष द्रव्यमान $= 1.6749 \times 10^{-27}$ kg

सापेक्ष द्रव्यमान = 1.0086 amu

आवेश = 0

➢ इसका द्रव्यमान हाइड्रोजन के द्रव्यमान के बराबर होता है।

Remark :– इलेक्ट्रॉन प्रोट्रॉन तथा न्यूट्रॉन में न्यूट्रॉन अस्थायी गुण को दिखाने लगता है।

➢ **न्यूट्रीनों [Neutrino** $\left({}^{0}_{0}\mathbf{n}\right)$**]–** इसी खोज पाउली ने किया था। इसका द्रव्यमान तथा आवेश शून्य होता है।

➢ **पॉजिट्रॉन (Positron) (e^+)–** यह इलेक्ट्रॉन का प्रतिकण (Anti-Particle) होता है। इसकी खोज एंडरसन ने किया था। इसका द्रव्यमान तथा अवेश दोनों ही इलेक्ट्रॉन के बराबर होता है। किन्तु इसके प्राकृति विपरीत होती है।

निरपेक्ष द्रव्यमान $= 9.1 \times 10^{-31}$ kg

$$\text{आवेश} = +1.6 \times 10^{-19} \text{ कूलॉम}$$

Remark:– जब दो Anti Particle (प्रतिकण) दूसरे की ओर गति करते हैं तो वे एक दूसरे को नष्ट कर देते हैं।

- **मेसॉन (Meson)–** इसकी खोज युकावा ने किया।
- **बोसॉन (Boson)–** इसकी खोज सत्येन्द्र नाथ बोस ने किया।

  Note :– Higgs Boson = God Particle

परमाणु संख्या (परमाणु क्रमांक) Atomic Number

- इसकी खोज मोसले ने किया था। इसे 'Z' से दिखाया जाता है।
- किसी परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या को ही परमाणु क्रमांक कहते हैं। यह हमेशा पूर्णांक में होता हैं।

$$\text{परमाणु क्रमांक}(Z) = \text{प्राटॉन}(P) = \text{इलेक्ट्रॉन}(e^-)$$

Note:– भले ही परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या प्रोटॉनों की संख्या के बराबर होती है किन्तु इलेक्ट्रॉनों की संख्या को परमाणु क्रमांक नहीं कहते हैं क्योंकि इलेक्ट्रॉन घटता-बढ़ता रहता है।

- **किसी उदासिन परमाणु के लिए–** $Z = P = e^-$

जैसे–

$_{11}Na^{23}$	$_{20}Ca^{40}$	$_{18}Ar^{40}$
$z = 11$	$z = 20$	$z = 18$
$p = 11$	$p = 20$	$p = 18$
$e^- = 11$	$e^- = 20$	$e^- = 18$

- **आयन (Ions)–** वैसे परमाणु जिसमें इलेक्ट्रॉन या तो कुछ निकल गया होता है या फिर बाहर से आ गए होते हैं। आयन पर आवेश उपस्थित होता है। इलेक्ट्रॉन के निकलने पर धन आवेश तथा इलेक्ट्रॉन के ग्रहण करने पर ऋण आवेश होता है। आयन में परमाणु क्रमांक नहीं बदलता किन्तु इलेक्ट्रॉनों की संख्या बदल जाती है।

जैसे–

$_{11}Na^{+}$	$_{20}Ca^{++}$	$_{17}Cl^{-}$
$z = 11$	$z = 20$	$z = 17$
$p = 11$	$p = 20$	$p = 17$
$e^- = 10$	$e^- = 18$	$e^- = 17 + 1 = 18$

- **समइलेक्ट्रॉनिक (Isoelectronic)–** वैसे तत्व जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। सम-इलेक्ट्रॉनिक कहलाते हैं।

जैसे–

$_{12}mg^{++}$	$e^- = 12 - 2 = 10$
$_{13}Al^{+++}$	$e^- = 13 - 3 = 10$
$_{8}O^{--}$	$e^- = 8 + 2 = 10$

- **द्रव्यमान संख्या/परमाणु भार (Atomic Mass)–** इसे A द्वारा दिखाते हैं। नाभिक में उपस्थित प्रोट्रॉन तथा न्यूटॉन संख्याओं का योग परमाणु भार कहलाता है।

परमाणु संख्या = नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या
= उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या

A = द्रव्यमान संख्या (Mass Number)
P = प्रोटॉनों की संख्या (Proton Number)
n^o = न्यूट्रॉनों की संख्या (Neutron Number)
Z = परमाणु संख्या (Atomic Number)
$A = n + P$
$A = Z + n$
$n = A - Z$

e की कुल संख्या = परमाणु संख्या – आवेशो की संख्या

$_{13}Al^{27}$ → 27 → द्रव्यमान संख्या (A); 13 → परमाणु संख्या (Z)

$n = A - Z = 27 - 13 = 14$ | $Z = P = 13$, $e^- = 13$

जैसे–

$_{11}Na^{23}$	$_{92}U^{235}$
$Z = 11$	$Z = 92$
$P = 11$	$P = 92$
$e^- = 11$	$e^- = 92$
$A = 23$	$A = 235$
$n = 23 - 11 = 12$	$n = 235 - 92 = 143$

- **समभारिक (Isobar)–** वैसे तत्व जिनका परमाणु भार समान होता है। समभारिक कहलाते हैं।

  जैसे– $_6C^{14}$ तथा $_7N^{14}$
  $_{18}Ar^{40}$ तथा $_{20}Ca^{40}$

- **समस्थानिक (Isotopes)–** वैसा तत्व जिसका परमाणु क्रमांक समान हो उन्हें समस्थानिक कहते हैं इनमें प्रोट्रॉनों की संख्या समान होती है किन्तु द्रव्यमान संख्या भिन्न होती है।

  जैसे– $_1H^1$ $_1H^2$ $_1H^3$

- सर्वाधिक समस्थानिक Polonium (Po) के होते हैं इसके 27 समस्थानिक होते हैं।

  Remark :– समस्थानिकों में न्यूट्रॉन की भिन्नता के कारण द्रव्यमान संख्या भी भिन्न-भिन्न होती है।

  जैसे–

  (i) हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक होते हैं–

$_1H^1$ – प्रोटीयम (n = 0)
$_1H^2$ – ड्यूटेरियम (n = 1)
$_1H^3$ – ट्राइट्रीयम (n = 2)

(ii) $_{92}U^{235}$ तथा $_{92}U^{238}$
n = A – Z   n = A – Z
235 – 92 = 143   238 – 92 = 146

(iii) $_6C^{12}$ तथा $_6C^{14}$
n = A – Z   n = A – Z
12 – 6 = 6   14 – 6 = 8

➢ **समस्थानिकों के उपयोग–**

(i) कार्बन–14 (C^{14}) का उपयोग जीवाश्मों का आयु ज्ञात करने के लिए करते हैं।

(ii) U^{235} का प्रयोग चट्टानों की आयु ज्ञात करने में करते हैं।

(iii) I^{131} (आयोडीन) का उपयोग घेंघा रोग तथा रक्त कैंसर के उपचार में करते हैं।

(iv) Fe^{59} (लोहा) का प्रयोग एनिमिया नामक रोग में करते हैं।

(v) As^{74} का प्रयोग ट्यूमर (कैंसर) के इलाज में करते हैं।

(vi) Co^{60} (कोबाल्ट) का प्रयोग कैंसर के उपचार में करते हैं।

(vii) Na^{23} (सोडियम) का प्रयोग तंत्रिका तंत्र में सूचना भेजने के लिए करते हैं।
Na^{24} (सोडियम) का प्रयोग रक्त को थक्का बनाने के लिए करते हैं।

➢ **समन्यूट्रॉनिक (ISO-TONES)–**
वैसे तत्व जिनके नाभिक में न्यूट्रॉनों की संख्या समान होती है, समन्यूट्रॉनिक (Iso-tones) कहलाते हैं।
जैसे–

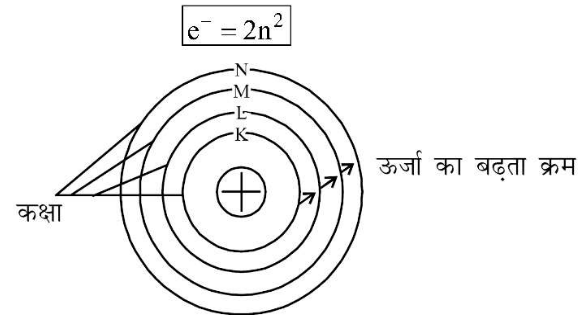
(i) $_6C^{14}$ तथा $_8O^{16}$
n = 8   n = 8

(ii) $_1H^3$ तथा $_2He^4$
n = 2   n = 2

(iii) $_{15}P^{31}$ तथा $_{16}S^{32}$
n = 16   n = 16

➢ **कक्षा (Orbit) या कोश (Shell)–** परमाणु के केन्द्र में नाभिक होता है, जिसके बाहर इलेक्ट्रॉन चक्कर लगाते हैं इलेक्ट्रॉन जिस वृत्तीय पथ पर चक्कर लगाते हैं उसी वृत्तीय पथ को कक्षा (Orbit) कहते हैं।
इसे K, L, M, N..... से दिखाते हैं।
K–कक्षा नाभिक के सबसे नजदीक होती है जैसे-जैसे कक्षा की दूरी नाभिक से बढ़ती जाती है, ऊर्जा-स्तर भी बढ़ता जाता है।
Remark :– जब कोई इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर जाती है तो उसकी ऊर्जा बढ़ती है अर्थात् वह ऊर्जा ग्रहण कर लेता है किन्तु जब वह नाभिक की ओर आता है तो उसकी ऊर्जा घट जाती है। किन्तु जब वह अपने मूल कक्षा में रहता है तो उसके ऊर्जा में कोई परिवर्तन नहीं होता है।

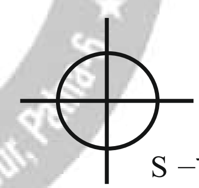
☞ बोर-बरी योजना के अनुसार किसी भी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या $2n^2$ के आधार पर होती है जहाँ n कक्षा की संख्या है।



कक्षा का नाम	कक्षा संख्या	अधिकतम इलेक्ट्रॉन
K	n = 1	$e^- = 2n^2 \rightarrow 2 \times 1^2 = 2$
L	n = 2	$e^- = 2n^2 \rightarrow 2 \times 2^2 = 8$
M	n = 3	$e^- = 2n^2 \rightarrow 2 \times 3^2 = 18$
N	n = 4	$e^- = 2n^2 \rightarrow 2 \times 4^2 = 32$

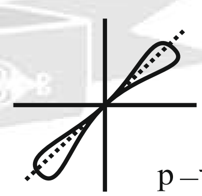
➢ **उपकक्षा/उपकोश (Sub-orbit / Sub-shell)–** प्रत्येक कक्षा के अन्दर उपकक्षा होती है। इनका आकार अलग-अलग होता है। इन उपकक्षाओं की खोज सोमर फिल्ड ने किया इन्हें S, p, d, f द्वारा दर्शातें हैं।

➢ **S उपकक्षा–** इसका आकार गोला के समान होता है।



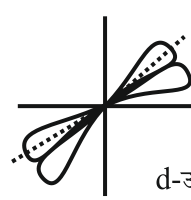
S –उपकक्षा

➢ **P उपकक्षा–** इसका आकार डमरू के समान होता है।



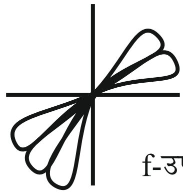
p –उपकक्षा

➢ **d उपकक्षा–** इसका आकार डबल डमरू के समान होता है।



d-उपकक्षा

➢ **f उपकक्षा–** इसका आकार 5 भुजाओं वाले डमरू के समान होता है।



f-उपकक्षा

उपकक्षा	इलेक्ट्रॉन
S	2
p	6
d	10
f	14

+4 +4 +4

कक्षा	उपकक्षा	
K = 2	s	2
L = 8	s, p	2, 6
M = 18	s, p, d	2, 6, 10
N = 32	s, p, d, f	2, 6, 10, 14

➢ **कक्षक (Orbits)–** कक्षा के बाहर इलेक्ट्रॉनों का बादल बन जाता है। जिसे कक्षक कहते हैं।

☞ कक्षक की संख्या उपकक्षा में इलेक्ट्रॉनों की आधी होती है।

☞ एक कक्षक में अधिकतम दो ⇅ इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं।

☞ कक्षक में इलेक्ट्रॉन हुंड के नियम के अनुसार भरते हैं।

☞ इस नियम के अनुसार कक्षक में पहले एक-एक करके इलेक्ट्रॉन प्रवेश करते हैं। उसके बाद विपरीत चक्रण में इलेक्ट्रॉनों का जोड़ा बड़ा प्रारंभ होता है।

उपकक्षा	कक्षक
s = 2	[⇅]
p = 6	[⇅][⇅][⇅]
d = 10	[⇅][⇅][⇅][⇅][⇅]
f = 14	[⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅]

कक्षा	उपकक्षा	कक्षक
K= 2	s	[⇅] (s)
L= 8	s, p	[⇅] [⇅][⇅][⇅] (s, p)
M = 18	s, p, d	[⇅] [⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅] (s, p, d)
N = 32	s, p, d, f	[⇅] [⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅] [⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅][⇅] (s, p, d, f)

इनमें से कौन सा सही है ?

(a) [⇅][⇅][ ] **(b)** [⇅][↿][⇅]

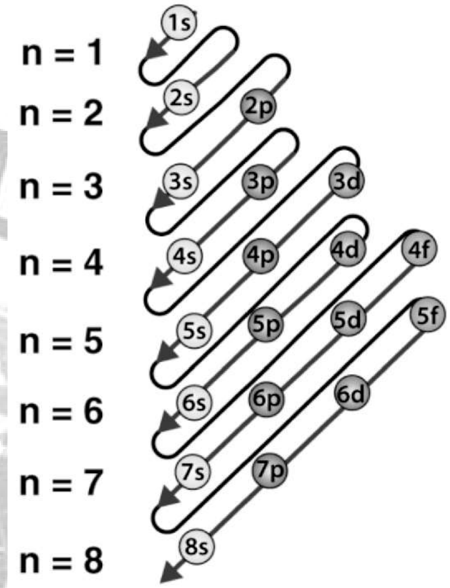
(c) [⇅][↿↿][⇅] **(d)** [⇅][⇅][↿]

Note :– अंतिम उपकक्षा के लिए ही कक्षक निर्माण किया जाता है।

➢ **ऑफबाऊ का नियम (ऑफबाऊ-रचना करना) (Offbau's Law)–**

☞ ऑफबाऊ जर्मन भाषा का शब्द है जिसका अर्थ होता है- 'रचना करना'।

☞ तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration) को बनाना ही ऑफबाऊ का नियम कहलाता है।



☞ उपकोशों अथवा कक्षकों का ऊर्जा के बढ़ते क्रम

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4F < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p < 8s

1s → suborbit
└→ orbit

☞ ऑफबाऊ के नियम के अनुसार कुछ तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास–

$_1H = 1s^1$

$_2He = 1s^2$

$_3Li = 1s^2, 2s^1$

$_4Be = 1s^2, 2s^2$

$_5B = 1s^2, 2s^2\ 2p^1$

$_6C = 1s^2, 2s^2, 2p^2$

$_8O \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^4$

$_{13}Al \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

$_{24}Cr \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4, 4s^1, 3d^5$

$_{29}CU \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$

ऑफबाऊ Principle के कुछ अपवाद

(i) $_{24}Cr$ (क्रोमियम) → $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$ ☒
→ $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$ ☑
→ or $[Ar]\ 4s^1, 3d^5$

(ii) $_{29}Cu$ (कॉपर) → $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9$ ☒
→ $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$ ☑
$[Ar]\ 4s^1, 3d^{10}$

(iii) $_{79}Au$ (सोना) → $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^9$ ☒
→ $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^1, 4f^{14}, 5d^{10}$ ☑

(iv) $_{47}Ag$ (चाँदी) → $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$ ☒
→ $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^1, 4d^{10}$ ☑

☞ Cu और Cr ऑफबाऊ के नियम का पालन नहीं करता है।

क्वांटम संख्या (Quantum Number)

☞ यह वह संख्या है जो इलेक्ट्रॉनों की बिल्कुल सटिक स्थिति को बताती है। अर्थात् इलेक्ट्रॉनों की पूर्ण जानकारी देती है। यह इलेक्ट्रॉनों का आधार कार्ड है।

☞ Quantum Number चार प्रकार के होते हैं–
1. मुख्य क्वांटम संख्या (Principal Quantum Number)
2. द्विगंशी क्वांटम संख्या (Azimuthal Quantum Number)
3. चुम्बकीय क्वांटम संख्या (Magnetic Quantum Number)
4. चक्रण क्वांटम संख्या (Spin Quantum Number)

1. मुख्य क्वांटम संख्या (Principal Quantum Number) : यह इलेक्ट्रॉनों की कक्षा को दर्शाता है। अर्थात् नाभिक से दूरी तथा ऊर्जा के स्तर को दर्शाता है।

☞ Principal Quantum Number को 'n' से Denote करते हैं इसलिए n = 1, 2, 3.

Note :– Principal Quantum Number का मान कभी भी शून्य नहीं हो सकता है।

2. द्विगंशी क्वांटम संख्या (Azimuthal Quantum Number) : यह इलेक्ट्रॉन के उपकक्षा को दर्शाता है।

Azimuthal Quantum Number को "l" से Denote करते हैं।

इस प्रकार $l = (n - 1)$

जैसे– s-उपकक्षा के लिए $l = 0$
p-उपकक्षा के लिए $l = 1$
d-उपकक्षा के लिए $l = 2$
f-उपकक्षा के लिए $l = 3$

3. चुम्बकीय क्वांटम संख्या (Magnetic Quantum Number) : यह कक्षक को दर्शाता है। इसे 'm' से Denote करते है।

☞ Quantum संख्या उपकक्षा के गति को बताता है।
इस प्रकार $m = -l$ to $+l$
जैसे– p-उपकक्षा के लिए $l = 1$
$m = -1, 0, +1$

−1	0	+1

4. चक्रण क्वांटम संख्या (Spin Quantum Number) : यह चक्कर लगा रहे इलेक्ट्रॉन के दिशा को दर्शाता है। इसे s द्वारा दर्शाते हैं।

जैसे– Clock Wise (सीधा) = ↑
Anti Clock Wise (उल्टा) = ↓

[↑↓]

$S = +\frac{1}{2}$ $S = -\frac{1}{2}$

इलेक्ट्रॉनों के लिए क्वांटम नम्बर–

1. $_9F \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ 8वें electron के लिए।

Sol. कक्षा (n) = 2
उपकक्षा (l) = 1
कक्षक (m) = −1, 0, +1

−1	0	1

दिशा (s) = [↑↓][↑↓][↑] = $\frac{-1}{2}$
Anticlockwise direction

2. सोडियम के 9वें इलेक्ट्रॉन

Sol. $Na \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
$n \rightarrow$ कक्षा = 2
$l \rightarrow$ उपकक्षा = p
$m \rightarrow$ कक्षक = [↑↓][↑↓][↑]
$s \rightarrow$ दिशा = $\frac{-1}{2}$

3. कैल्शियम के 7वें, 13वें, 17वें तथा 20वें इलेक्ट्रॉन

Sol. : $N_7 \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^3$
$_{13}Al \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
$Cl_{17} \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
$_{20}Ca \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

1. $n \rightarrow$ कक्षा = 3
$l \rightarrow$ उपकक्षा = 3
$m \rightarrow$ कक्षक = [↑][↑][↑]
$s \rightarrow$ दिशा = $\frac{1}{2}$

2. $n \rightarrow$ कक्षा = 3
$l \rightarrow$ उपकक्षा = 12
$m \rightarrow$ कक्षक = [↑][ ][ ]

$s \rightarrow$ दिशा $= \frac{1}{2}$

3. $n \rightarrow$ कक्षा $= 3$
$l \rightarrow$ उपकक्षा $= 5$
$m \rightarrow$ कक्षक = [↑↓|↑↓|↑]
$s \rightarrow$ दिशा $= \frac{-1}{2}$

4. $n \rightarrow$ कक्षा $= 4$
$l \rightarrow$ उपकक्षा $= 2$
$m \rightarrow$ कक्षक = [↑|↑]
$s \rightarrow$ दिशा $= \frac{1}{2}$

➢ **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ग्रहण करने की लघु विधि–**

$_2He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
↓	↓	↓	↓	↓	↓
2s	3s	4s	5s	6s	7s

$_{11}Na \Rightarrow (_{10}Ne)3s^1$

$_{12}Mg \Rightarrow (_{10}Ne)3s^2$

Remarks :– d-उपकक्षा में 4 तथा 9 इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते हैं। जबकि f उपकक्षा में 6 तथा 13 इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकता है।

➢ **पाउली का अपवर्जन नियम (Pauli's Exclusion Law)–** इनके अनुसार किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों का चारों क्वांटम संख्या का मान बराबर नहीं होता है।

☞ Principal Quantum Number, Azimuthal Quantum Number, Magnetic Quantum Number का मान बराबर हो सकता है किन्तु Spin Quantum Number का स्थान अलग हो जाएगा।

$_{11}Na \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

10th Electron	**9th Electron**
$n = 2$	$n = 2$
$l = 1$	$l = 1$
$m = -1, 0, +1$	$m = -1, 0, +1$
s [↑↓|↑↓|↑↓] $\frac{-1}{2}$	s [↑↓|↑↓|↑↓] $\frac{-1}{2}$

➢ **हाइजेन का अनिश्चितता का सिद्धांत (Huygen's Uncertainty Principle)–** इसके अनुसार गतिशील इलेक्ट्रॉन का वेग तथा स्थिति दोनों एक साथ ठीक-ठीक ज्ञात नही किया जा सकता है।

➢ **डि-ब्राग्ली का सिद्धांत (De-Broglie's Principle)–** इसके अनुसार इलेक्ट्रॉन में कण तथा तरंग दोनों की प्रकृति देखी जाती है। इनके अनुसार तरंगदैर्ध्य तथा संवेग एक दूसरे के व्युत्क्रमानुपाती होते हैं।

(संवेग) $\boxed{\lambda = \frac{h}{p}}$ $\boxed{\lambda = \frac{h}{mv}}$

जहाँ h प्लांक नियतांक है।

➢ **हुण्ड का नियम (Hundrule)**

☞ यह कक्षकों में Electron के भरने से संबंधित है।

☞ इस सिद्धांत के अनुसार किसी भी उपकक्षा या कक्षक में Electron पहले (i) एकल भरता है। जिसके कारण ऊर्जा अधिकतम, स्थायित्व न्यूनतम तथा क्रियाशीलता अधिकतम होता है। (ii) जब युग्मन में भरता है तो ऊर्जा न्यूनतम, स्थायित्व अधिकतम तथा क्रियाशीलता न्यूनतम होता है।

☞ हुण्ड के नियम को उच्चतम गुणन का नियम भी कहा जाता है।

$C_6 \rightarrow$ [↑↓] [↑↓] [↑|↑|]
$N_7 \rightarrow$ [↑↓] [↑↓] [↑|↑|↑]

➢ **कोर इलेक्ट्रॉन (Core Electron)–** बाह्यतम कक्षा को छोड़कर उसके अन्दर वाली सभी कक्षाओं में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के कुल संख्या को Core Electron कहते हैं।

☞ इनकी ऊर्जा कम होती है।

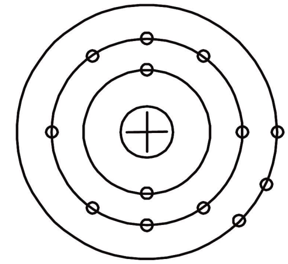
➢ **संयोजी इलेक्ट्रॉन (Valence Electron)–** किसी तत्व के सबसे बाहरी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को संयोजी इलेक्ट्रॉन कहते हैं। इनकी ऊर्जा अधिक होती है।

Note :– संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या 1 से 8 तक होती है।

Remark:– कोई भी तत्व अपने बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन रखना चाहता है।

☞ किसी भी रासायनिक अभिक्रिया में संयोजी e^- ही भाग लेते हैं क्योंकि इसकी ऊर्जा सर्वाधिक होती है।

Al_{13}



संयोजी $e^- = 3$,
कोर $e^- = 10$

☞ संयोजी इलेक्ट्रॉन के आधार पर हम किसी तत्व के वर्ग निर्धारण कर सकते हैं।

संयोजी इलेक्ट्रॉन की संख्या = वर्ग संख्या

यदि किसी तत्व का अंतिम Electron, s या p–उपकक्षा में है तो वह Group–A का तत्व होगा।

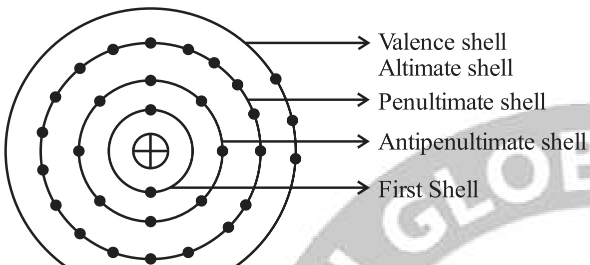
जैसे– $_{8}O \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^4$ (Group–A)

$_{11}Na \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6\ 3s^1$ (Group–A)

यदि किसी तत्व का अंतिम Electron, d या f–उपकक्षा में हैं तो वह Group–B का तत्व होगा।

जैसे– $_{26}Fe \rightarrow [Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ (Group-B)

- ☞ सबसे आखिरी कक्षा को Valence shell or Altimate shell कहते हैं।
- ☞ अंतिम से दूसरे कक्षा को Penultimate Shell कहते हैं।
- ☞ अंतिम से तीसरी कक्षा को Anti-Penultimate shell कहते हैं।



- ➢ **संयोजकता (Valency)**– किसी तत्व के इलेक्ट्रॉनों से संयोग करने की क्षमता को संयोजकता कहते हैं।
- ☞ संयोजकता शब्द का प्रयोग सर्वप्रथम Kossel एवं Lewis ने किया था।
- ☞ यह लेटिन शब्द Valentia से आया है, जिसका अर्थ Combining Copacity होता होता है।
- ☞ Valence Electron के आधार पर किसी तत्व की संयोजकता निकाली जा सकती है।

Case I– यदि संयोजी इलेक्ट्रान 1, 2, 3, 4 है तो

संयोजकता = संयोजी इलेक्ट्रॉन

जैसे– $_{13}Al \rightarrow 2, 8, 3$ (संयोजकता = 3)

$_{12}Mg \rightarrow 2, 8, 2$ (संयोजकता = 2)

$_{11}Na \rightarrow 2, 8, 1$ (संयोजकता = 1)

Case II– यदि संयोजी इलेक्ट्रान 5, 6, 7, 8 है तो

संयोजकता = 8 – संयोजी इलेक्ट्रॉन

जैसे– $_{8}O \rightarrow 2, 6$ (संयोजकता = 8 – 6 = 2)

$_{10}Ne \rightarrow 2, 8$ (संयोजकता = 8 – 8 = 0)

$_{17}Cl \rightarrow 2, 8, 7$ (संयोजकता = 8 – 7 = 1)

तत्व	विन्यास	कोर e^-	संयोजी e^-	संयोजकता
$_{6}C$	2,4	2	4	4
$_{12}Mg$	2,8,2	2	2	2
$_{10}Ne$	2,8	2	8	0
$_{8}O$	2,6	2	6	2
$_{17}Cl$	2,8,7	2,	7	1

- ☞ हीलियम को छोड़कर अन्य सभी अक्रिय गैसों की संयोजकता शून्य होती है।
- ➢ **ऑक्टेन रूल (Octane Rule)**– इस नियम के अनुसार किसी तत्व के बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉनों को रखना होता है। चाहे वे कक्षा कोई भी क्यों न हो?
- ☞ ऑक्टेन रूल को पूरा करने के लिए धन आयन या ऋण आयन का निर्माण होता है। आयन बनने के बाद तत्व स्थायी हो जाता है क्योंकि वह ऑक्टेन संरचना का प्राप्त कर लेता है।

$_{8}O \rightarrow 2, 6$

$_{8}O^{-2} \rightarrow 2, 8$

$_{11}Na \rightarrow 2, 8, 1$

$_{11}Na^{+} \rightarrow 2, 8$

- ➢ **आयन (Ions)**– किसी तत्व पर उपस्थित आवेश की मात्रा को आयन कहते हैं। आयन दो प्रकार के होते हैं।

(i) धनायन (Cation)

(ii) ऋणायन (Anion)

आयन स्थायी हो जाते हैं।

$_{17}Cl \rightarrow 2, 8, 7$

$_{17}Cl^{-} \rightarrow 2, 8, 8$

$_{11}Na \rightarrow 2, 8, 1$

$_{11}Na^{+} \rightarrow 2, 8$

धनायन (Cation)	**ऋणायन (Anion)**
H^{+1} (हाइड्रोजन)	H^{-1} (हाइड्राइड)
Li^{+1} (लीथियम)	F^{-1} (फ्लोराइड)
Na^{+1} (सोडियम)	Cl^{-1} (क्लोराइड)
K^{+1} (पोटैशियम)	I^{-1} (आयोडाइड)
Ag^{+1} (सिल्वर)	Br^{-1} (ब्रोमाइड)
NH_4^{+1} (अमोनियम)	OH^{-1} (हाइड्रॉक्साइड)
Cu^{+1} (क्यूप्रस)	CN^{-1} (सायनाइड)
Zn^{+2} (जिंक)	HCO_3^{-1} (बाइकार्बोनेट)
Be^{+2} (बेरिलियम)	N^{3-} (नाइट्राइड)
Mg^{+2} (मैग्नीशियम)	NO_3^{-1} (नाइट्रेट)
Ca^{+2} (क्यूप्रिक)	O^{-2} (ऑक्साइड)
Fe^{+2} (फेरस)	S^{-2} (सल्फाइड)
Sn^{+2} (स्टैनस)	SO_3^{-2} (सल्फाइट)
Hg^{+2} (मरक्यूरस)	SO_4^{-2} (सल्फेट)
Mn^{+2} (मैग्नीज)	SiO_3^{-2} (सिलिकेट)
CO^{+2} (कोबाल्ट)	CO_3^{-2} (कार्बोनेट)
Fe^{+3} (फेरिक)	CrO_4^{-2} (क्रोमेट)
Cu^{+2} (क्यूप्रिक)	N^{-3} (नाइट्राइड)
Hg^{+3} (मरक्यूरी)	P^{-3} (फॉस्फाइड)
Al^{+3} (एल्युमिनियम)	PO_3^{-3} (फॉस्फाइट)
Cr^{+3} (क्रोमियम)	PO_4^{-3} (फॉस्फेट)
Pb^{+2} (लेड)	

Example

1. $Na^{+} + SO_3^{-2} = Na_2SO_3$ (सोडियम सल्फाइट)
2. $Ag^{+} + No_3^{-} = AgNO_3$ (सिल्वर नाइट्रेट)
3. $Zn^{+2} + SO_4^{-2} = ZnSO_4$ (जिंक सल्फेट)
4. $Fe^{+2} + SO_4^{-2} = FeSO_4$ (फेरस सल्फेट)
5. $Fe^{+3} + SO_4^{-2} = Fe_2(SO_4)_3$ (फेरिक सल्फेट)
6. $Al^{+3} + SO_4^{-2} = Al_2(SO_4)_3$ (ऐल्युमिनियम सल्फेट)
7. $Ag^{+} + SO_4^{-2} = Ag_2SO_4$ (सिल्वर सल्फेट)
8. $Na^{+} + CO_3^{-2} = Na_2CO_3$ (सोडियम कार्बोनेट)
9. $Na^{+} + O^{-2} = Na_2O$ (सोडियम ऑक्साइड)
10. $Na^{+} + HCO_3^{-} = NaHCO_3$ (सोडियम बाईकार्बोनेट)
11. $Cu^{+} + SO_4^{-2} = Cu_2SO_4$ (कॉपर सल्फेट)
12. $Cu^{+2} + SO_4^{-2} = CuSO_4$ (क्यूपरिक सल्फेट)
13. $CuSO_4.5H_2O$ = नीला थोथा
14. $Ca^{+2} + CO_3^{-2} = CaCO_3$ (कैल्सियम कार्बोनेट)
15. $K^{+} + MnO_4^{-} = KMnO_4$ (पोटैशियम परमैंग्नेट) लाल दवा
16. $H^{+} + O_2^{-2} = H_2O_2$ (हाइड्रोजन परऑक्साइड)

➢ **मूलक (Redical)**– जब किसी धनायन तथा ऋणायन को मिलाकर कोई यौगिक बनाया जाता है तो मिलने वाले आयन को मूलक कहते हैं।

$Na^{+} + I^{-} \rightarrow NaI$ (सोडियम आयोडाइड)

$Ag^{+} + I^{-} \rightarrow AgI$ (सिल्वर आयोडाइड)

$Ag^{+} + Br^{-} \rightarrow AgBr$ (सिल्वर ब्रोमाइड)

$Cu^{+2}\ O^{-2} \rightarrow Cu_2O_2 \rightarrow Cuo$ (कॉपर ऑक्साइड)

$Ag^{+} + No_3^{-} \rightarrow AgNo_3$ (सिल्वर नाइट्रेट)

ClO_4^{-} = Perchlorate

ClO_3^{-} = Chlorate

ClO_2^{-} = Chlorite

ClO^{-} = Hypochlorite

Cl^{-} = Chloride

$Na^{+} + ClO_4^{-} = NaClO_4$ (सोडियम परक्लोराइट)

$Na^{+} + ClO_3^{-} = NaClO_3$ (सोडियम क्लोरेट)

$Na^{+} + ClO_2^{-} = NaClO_2$ (सोडियम क्लोराइट)

$Na^{+} + ClO^{-} = NaClO$ (सोडियम हाइपोक्लोराइट)

$Na^{+} + Cl = NaCl$ (सोडियम क्लोराइड)

BrO_4^{-} = परब्रोमेट

BrO_3^{-} = ब्रोमेट

BrO_2^{-} = ब्रोमाइट

BrO^{-} = हाइपोब्रोमाइट

Br^{-} = ब्रोमाइड

$Ag^{+} + BrO_4^{-} = AgBrO_4$ = Silver perbromate

$Ag^{+} + BrO_3^{-} = AgBrO_3$ = Silver bromate

$Ag^{+} + BrO_2^{-} = AgBrO_2$ = Silver bromite

$Ag^{+} + BrO^{-} = AgBrO$ = Silver hypobromite

$Ag^{+} + Br^{-1} = AgBr$ = Silver bromide

$IO_4^{-} \rightarrow$ परआयोडेट

$IO_3^{-} \rightarrow$ आयोडेट

$IO_2^{-} \rightarrow$ आयोडाइट

$IO^{-} \rightarrow$ हाइपो आयोडाट

$I^{-} \rightarrow$ आयोडाइड

$K^{+} + IO_4^{-} = KIO_4$ = पोटैशियम परआयोडेट

$K^{+} + IO_3^{-} = KIO_3$ = पोटैशियम आयोडेट

$K^{+} + IO_2^{-} = KIO_2$ = पोटैशियम आयोडाइट

$K^{+} + IO^{-} = KIO$ = पोटैशियम हाइपोआयोडाइट

$K^{+} + I^{-} = KI$ = पोटैशियम आयोडाइड

$CO_3^{-2} \rightarrow$ Carbonate

$HCO_3^{-1} \rightarrow$ Bicarbonate

$Ca^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow CaSO_4 \rightarrow$ कैल्शियम सल्फेट

$Zn^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow$ सफेद थोथा

$CaSO_4.2H_2O \rightarrow$ जिप्सम

$CaSO_4.\frac{1}{2}H_2O \rightarrow$ (POP) प्लास्टर ऑफ पेरिस

$Cu^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow CuSO_4 \rightarrow$ क्युप्रस सल्फेट (कॉपर सल्फेट)

$Fe^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow FeSO_4 \rightarrow$ हराकसीस

$Cu^{+3} + SO_4^{-2} \rightarrow Cu_2(SO_4)_3$ कॉपर ट्राइसल्फेट

$Fe^{+3} + SO_4^{-2} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$ फेरस ट्राइसल्फेट

1. तत्व A की संयोजकता (2, 8, 2) है तथा तत्व की B की संयोजकता (2, 8, 7) है तो इसका सूत्र क्या होगा।

Sol. $A(2, 8, 2) = A^{+2}$

$B(2, 8, 7) = B^{-1}$

सूत्र $= AB_2$

2. किसी धातु के क्लोराइड का सूत्र MCl_2 है तो उसी धातु के सल्फेट का सूत्र क्या होगा।

Sol. MCl_2

M^{+2} (धातु) Cl^{-1} (क्लोराइड)

M^{+2} (धातु) SO_4^{-2} (सल्फेट)

MSO_4 **Ans.**

3. किसी धातु के सल्फेट का सूत्र MSO_4 है तो धातु के फॉस्फेट का सूत्र क्या होगा?

Sol. MSO_4

M^{+2} (धातु) SO_4^{-2} (सल्फेट)

M^{+2} (धातु) PO_4^{-3} (फॉस्फेट)

$M_4(PO_4)_2$ **Ans.**

- **अणुभार–** किसी यौगिक के सभी परमाणु के भार का योग अणु भार कहलाता है।
- **यौगिकों का अणुभार ज्ञात करें ?**

$H_2O \rightarrow 1 \times 2 + 16 \rightarrow 2 + 16 \rightarrow 18$

$CO_2 \rightarrow 12 + 16 \times 2 \rightarrow 44$

$CaCO_3 \rightarrow 40 + 12 + 48 \rightarrow 100$

$Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow 40 \times 3 + 2\,(31 + 4 \times 16)$

$= 120 + 2\,(31 + 64)$

$= 120 + 190 = 310$

4. $CaCO_3$ का अणुभार तथा उसमें Ca का प्रतिशत ज्ञात करें।

Sol. $CaCO_3$ का अणुभार $= 40 + 12 + 16 \times 3 = 100$

$$\% \text{ of Ca} = \frac{40}{100} \times 100 = 40\%$$

5. यूरिया ($NH_2\,CO\,NH_2$) का अणुभार तथा नाइट्रोजन का % ज्ञात करें।

Sol. $NH_2\,CONH_2$ का अणुभार

$= 14 + 2 + 12 + 16 + 14 + 2 = 60$

N का प्रतिशत $= \dfrac{28}{60} \times 100 = 46.6\%$

6. कैल्शियम फॉस्फेट ($Ca_3\,(PO_4)_2$) में Oxygen का % ज्ञात करें।

Sol. $Ca_3\,(PO_4)_2$ का अणुभार

$A = 40 \times 3 + 2\,(31 + 4 \times 16)$

$= 120 + 2\,(31 + 64)$

$= 120 + 190 = 310$

$P = 62$

$$\% \text{ of P} = \frac{62}{310} \times 100 = 20\%$$

$$\% \text{ of O} = \frac{128}{310} \times 100 = 41.29\%$$

7. 20 gm हाइड्रोजन को ऑक्सीजन की उपस्थिति में जलाने पर कितना gm जल की प्राप्ति होगी ?

Sol. $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$

$2 \times 2 = 4$ gram $\qquad 2(2 + 16) = 36$ gram

$\because$ 4 gram H_2 से 36 ग्राम जल का निर्माण होता है।

$\therefore$ 20 gram Hydrogen से जल की प्राप्ति

$$= \frac{36 \times 20}{4} = 180 \text{ gram}$$

8. 60 gm C को O_2 की उपस्थिति में जलाने पर कितनी मात्रा में CO_2 निकलेगा।

Sol. $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

$\downarrow \qquad\qquad \downarrow$

$12 \qquad 12 + (16 \times 2)$

$= 12 + 32 = 44$ gram

$\because$ 12 gram C से 44 ग्राम CO_2 का निर्माण होता है।

$\therefore$ 60 gram C से CO_2 की प्राप्ति

$$= \frac{44 \times 60}{12} = 220 \text{ gram}$$

- **अणुभार तथा वाष्प घनत्व में संबंध :**

अणुभार $= 2 \times$ वाष्प घनत्व

9. किसी यौगिक का वाष्प घनत्व 22 है उसका अणुभार ज्ञात करें।

Sol. अणुभार $= 2 \times$ वाष्प घनत्व

$= 2 \times 22 = 44$

10. H_2SO_4 का वाष्प घनत्व ज्ञात करें।

Sol. H_2SO_4 अणुभार $= 2 + 32 + 16 \times 4$

$= 34 + 64$

$= 98$

$\therefore$ वाष्प घनत्व $= \dfrac{\text{अणुभार}}{2} = \dfrac{98}{2} = 49$

11. HCl का वाष्प घनत्व ज्ञात करें।

Sol. $HCl = 1 + 35.5 = 36.5$

$\therefore$ वाष्प घनत्व $= \dfrac{\text{अणुभार}}{2} = \dfrac{36.5}{2} = 18.25$

12. किसी यौगिक का अणुभार 164 है उसका वाष्प घनत्व ज्ञात करें।

Sol. वाष्प घनत्व $= \dfrac{164}{2} = 82$

- **परमाणु तथा आयन में अंतर–**

परमाणु	आयन
(i)यह विद्युतत: उदासीन होते हैं।	(i)ये धनात्मक या ऋणात्मक होते हैं अर्थात् ये धनायन या ऋणायन होते हैं।
(ii)इनका परमाणु विन्यास अस्थायी होता है। $Na \rightarrow 2, 8, 1$	(ii)इनका अणुभार विन्यास स्थायी होता है। $Na^+ \rightarrow 2, 8$
(iii)यह एक अधिक क्रियाशील होते हैं क्योंकि ये अस्थायी होते हैं।	(iii)ये कम क्रियाशील होते हैं क्योंकि ये स्थायी होते हैं।
(iv)ये आण्विक अभिक्रिया में भाग लेते हैं।	(iv)ये आयनिक अभिक्रिया में भाग ले हैं।