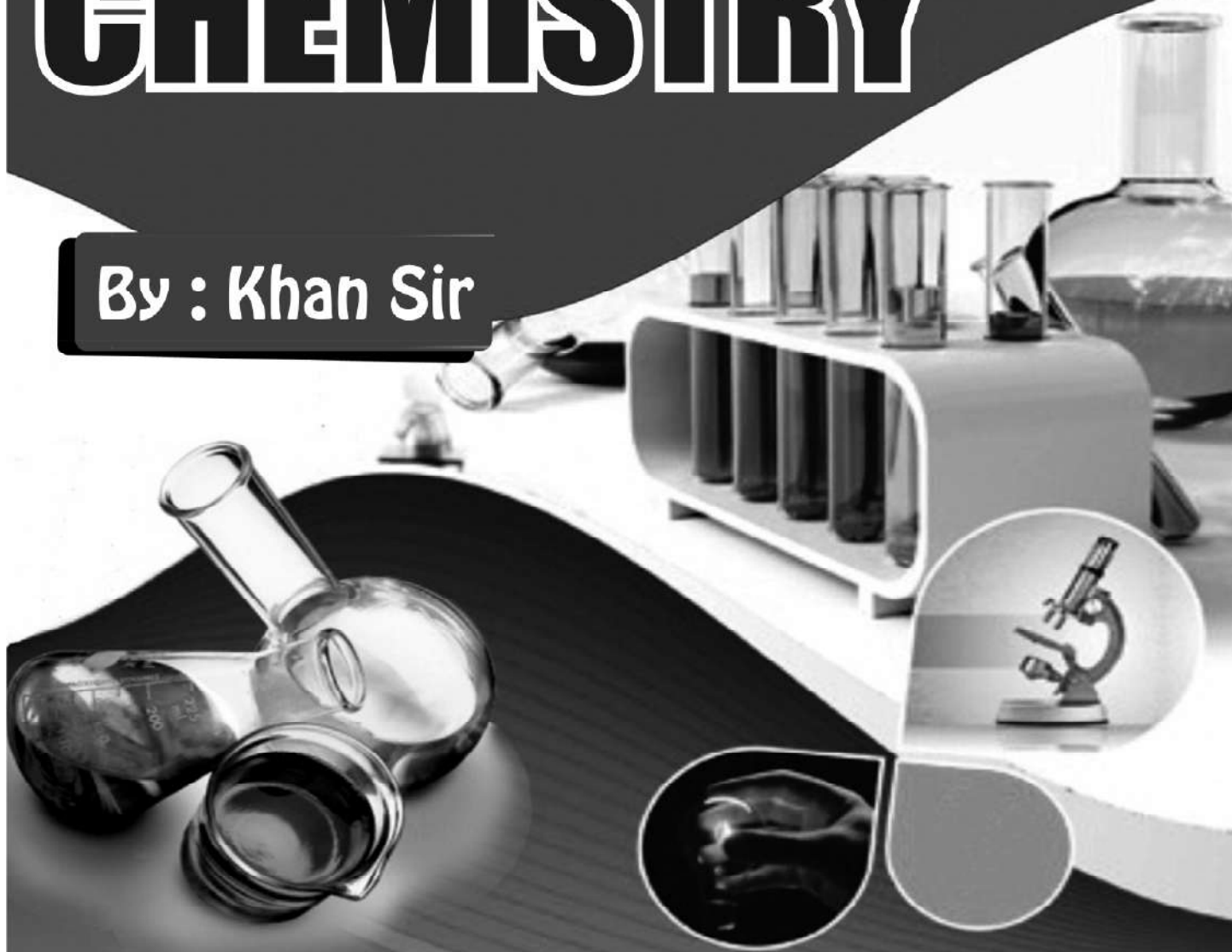


# **KHAN G. S.**

## **RESEARCH CENTRE**

# **CHEMISTRY**

**By : Khan Sir**



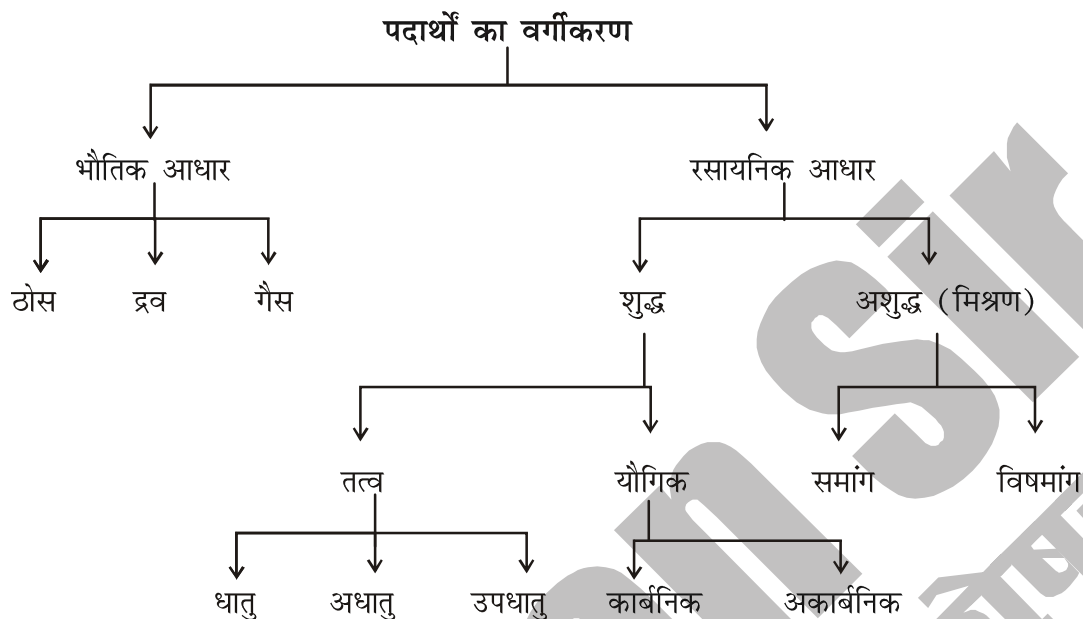
**Venue :**

## **KHAN G. S. RESEARCH CENTRE**

**Kishan Cold Store, Musallahpur Hat, Patna-6**

**Mob. : 8877918018, 8757354880**

# पदार्थों का वर्गीकरण



## ठोस (Solid) :-

ठोस वे पदार्थ हैं जिनका आकार तथा आयतन दोनों ही निश्चित रहता है।

जैसे:- पत्थर, लकड़ी, लोहा।

## द्रव (Liquid) :-

द्रव वे पदार्थ हैं जिनका आयतन तो निश्चित होता है किन्तु आकार निश्चित नहीं होता।

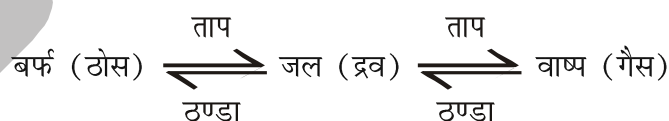
जैसे:- दूध, पनी, डीजल

## गैस (Gas) :-

गैस वे पदार्थ हैं जिनका आकार तथा आयतन दोनों ही अनिश्चित रहता है।

जैसे:- ऑक्सीजन, मिथेन, गोबर गैस

**Remark:-** त्रिक-बिन्दू वैसा तापमान होता है जिसपर ठोस, द्रव तथा गैस तीनों अवस्थाएँ एक साथ पायी जाती है।



## पदार्थों के तीनों अवस्थाओं का तुलनात्मक अध्ययन-

- घनत्व = ठोस > द्रव > गैस
- आणविक आकर्षण बल = ठोस > द्रव > गैस
- प्रसार = गैस > द्रव > ठोस (Expansion)
- विसरण = गैस > द्रव > ठोस (Diffusion)
- गतिज ऊर्जा = गैस > द्रव > ठोस
- अन्तराआणविक स्थान = गैस > द्रव > ठोस

इन तीनों अवस्थाओं के अतिरिक्त पदार्थ की दो और भी अवस्थाएँ होती हैं:-

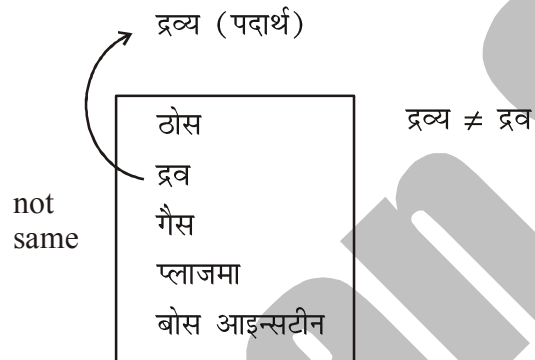
(iv) प्लाज्मा (v) बोस-आइन्स्टीन कन्डेन्सेट

(iv) **प्लाज्मा**:- यह पदार्थ की चौथी अवस्था होती है इसमें उच्च ताप पर परमाणु आयनित होकर गैसीय अवस्था में आ जाते हैं।

इसमें कण अति उर्जावान तथा उज्ज्वलित होते हैं।

सूर्य तथा तारों में ईंधन प्लाज्मा अवस्था के कारण होती है।

(v) **बोस आइन्स्टीन कन्डेन्सेट**:- यह पदार्थ की पाँचवी अवस्था है।



## परमाणु संरचना (Atomic Structure)

- सर्वप्रथम परमाणु संरचना के बारे में जानकारी भारतीय विद्वान कणाद ऋषि ने दिया था।
- 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, प्रोटॉन, न्यूट्रॉन, पॉजीट्रॉन, न्यूट्रिनो, मेसोन, पाइ मेसान etc. में तोड़ दिया गया।
- परमाणु के नाभिक में न्यूट्रॉन तथा प्रोटॉन पाया जाता है जबकि इलेक्ट्रॉन बाहर चक्कर लगाता है।

### मौलिक कण (मूल कण)

- वैसे कण जिनका निर्माण किसी अन्य कण से नहीं हुआ है, मूल कण कहलाते हैं।

मूल कण दो प्रकार के होते हैं:-

(i) स्थायी (ii) अस्थायी

इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन स्थायी मूलकण हैं।

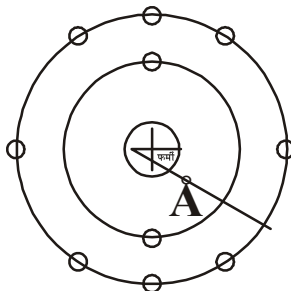
- मेसान, पॉजीट्रॉन, न्यूट्रिनो etc अस्थायी मूल कण होते हैं।
- परमाणु का आकार गोलाकार होता है। जिसके बाहर इलेक्ट्रॉन चक्कर लगाते हैं।
- परमाणु के केन्द्र को नाभिक कहते हैं। नाभिक धनआवेशित होता है। परमाणु का कुल द्रव्यमान नाभिक में ही पाया जाता है।
- नाभिक की खोज रदरफोर्ड ने किया था। नाभिक के अन्दर न्यूट्रॉन तथा प्रोटॉन 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 (Nucleus) के बाहर रहता है।
- परमाणु की त्रिज्या को एंगेस्ट्रॉम (Å) में मापते हैं।

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

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

$$\text{नाभिक त्रिज्या} = 10^{-5} \text{ m (1 फर्मी)}$$

- परमाणु त्रिज्या नाभिक के त्रिज्या से 1 लाख ( $10^5$ ) गुणा अधिक होती है।



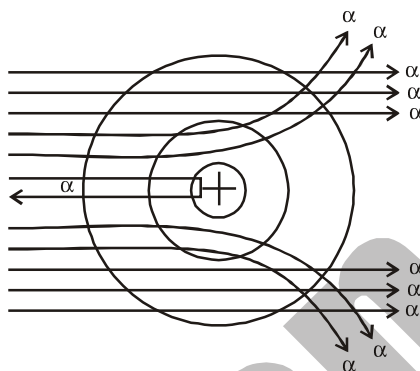
### परमाणु मॉडल:-

सर्वप्रथम परमाणु मॉडल J. J. Thomson ने दिया इन्होंने परमाणु को तरबूज के समान माना था अतः 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 मॉडल (Atomic Model of Rutherford) :-

इस मॉडल को  $\alpha$ -प्रकिर्णन मॉडल भी कहते हैं। इसमें रदरफोर्ड ने रेडियम से  $\alpha$ -किरण को निकाला था और सोने की पतली परत पर प्रहार कराया था और निम्नलिखित जानकारियाँ दी थी।



- अधिकांश  $\alpha$ -किरणें सोने की चादर को पार कर गयी अतः परमाणु का अधिकांश भाग खोखला होता है।
- कुछ  $\alpha$ -किरणें परमाणु के मध्य भाग से थोड़ी विचलित (तिरछा) होकर निकल गयी अतः उन्होंने कहा कि परमाणु का मध्य भाग धनात्मक (Positive) होता है।
- 20,000 में से एक  $\alpha$ -Ray परमाणु के मध्य भाग से टकराकर वापस आ गयी अतः उन्होंने कहा कि परमाणु का मध्य भाग ठोस होता है जिसे उन्होंने नाभिक (Nucleous) नाम दिया।

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

### मैक्सवेल का सिद्धान्त:-

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। अतः इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा का उत्सर्जन करेगा। जिस कारण उसकी ऊर्जा धीरे-धीरे समाप्त हो जाएगी और इलेक्ट्रॉन नाभिक में गिर जाएगा जिस कारण परमाणु का अस्तित्व समाप्त हो जाएगा। अतः Maxwell ने रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल को अस्थायी बताया।

### बोर-बरी मॉडल:-

- ☞ 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 स्रोत 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।

### इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन:-

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

भार =  $N > P > E$

भेदन-क्षमता =  $N > P > E$

### इलेक्ट्रॉन ( $e^-$ ):-

इसकी खोज J. J. थॉमसन ने किया इसे कैथोड किरण भी कहते हैं।

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

(Absolute mass)

सापेक्षिक द्रव्यमान = (Relative mass) =  $0.00054 \text{ amu} \approx 0$

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

**Remark:-** इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान हाइड्रोजन का प्रोटॉन की तुलना में  $\frac{1}{1837}$  या  $\frac{1}{1840}$  होता है।

इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा हमेशा ऋणात्मक होती है।

### amu (Atomic Mass Unit) – (U):-

#### परमाणु द्रव्यमान ईकाई:-

कार्बन-12 ( $C-12$ ) के द्रव्यमान के 12वें भाग को 1 amu कहते हैं। इसे U से भी व्यक्त किया जाता है।

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

### प्रोटॉन (P / H):-

इसे एनोड किरण भी कहते हैं। इसकी खोज गोल्डस्टीन ने किया था जबकि नामकरण रदरफोर्ड ने किया।

इसका

सापेक्षिक द्रव्यमान = 1.0072 amu

निरपेक्ष द्रव्यमान =  $1.6725 \times 10^{-27} \text{ kg}$

प्रोटॉन पर,

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

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

### न्यूट्रॉन ( ${}_0^1n$ ):-

इसकी खोज चैडविक ने किया इस पर कोई भी आवेश नहीं होता है। इसी कारण इसकी खोज में अधिक समय लगा।

$$\text{निरपेक्ष द्रव्यमान} = 1.6748 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\text{सापेक्ष द्रव्यमान} = 1.0086 \text{ amu}$$

$$\text{आवेश} = 0$$

इसका द्रव्यमान हाइड्रोजन के द्रव्यमान के लगभग बराबर होता है।

**Remark:-** इलेक्ट्रॉन प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन में न्यूट्रॉन अस्थायी गुण को दिखाने लगता है।

**न्यूट्रिन ( ${}^0_0n$ ):-**

इसी खोज पाउली ने किया था। इसका द्रव्यमान तथा आवेश शून्य होता है।

☉ मोसोन की खोज यूकोबा नामक वैज्ञानिक ने किया।

☉ बोसोन की खोज सतेन्द्र नाथ बोस ने किया।

**पॉजिट्रॉन (Positron) ( $e^+$ ):-**

यह इलेक्ट्रॉन का प्रतिकण (Anti-Particle) होता है। इसकी खोज एंडरसन ने किया था।

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

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

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

**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 आता है।

$$\text{परमाणु क्रमांक (Z) = प्रोटॉन (P)}$$

**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।

$$\text{किसी उदासिन परमाणु के लिए } Z = P = e$$

<b>Eg:-</b>	${}_{11}\text{Na}^{23}$	${}_{19}\text{K}^{39}$	${}_{79}\text{Au}^{196}$
	$Z = 11$	$Z = 19$	$Z = 79$
	$P = 11$	$P = 19$	$P = 79$
	$e = 11$	$e = 19$	$e = 79$

**आयनों के लिए परमाणु क्रमांक (Ion):-**

आयन बनाने पर भी परमाणु क्रमांक में अंतर नहीं आता है किन्तु आयन के लिए Electrons की संख्या परमाणु संख्या के समान नहीं होती है।

आयनों के लिए,  $\boxed{\text{इलेक्ट्रॉन} = Z \pm \text{आवेश}}$

धनायन के लिए =  $-Ve$  (Subtract)

ऋणायन के लिए =  $+Ve$  (Add)

**Eg:-**  ${}^{24}_{12}\text{Mg}^{++}$   $Z = P = 12$   
 $e = 12 - 2 = 10$

${}^{26}_{13}\text{Al}^{+++}$   $Z = P = 13$   
 $e = 13 - 3 = 10$

${}^{16}_8\text{O}^{--}$   $Z = P = 8$   
 $e = 8 + 2 = 10$

${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$   $Z = P = 17$   
 $e = Z + \text{आवेश}$   
 $= 17 + 1 = 18$

**परमाणु द्रव्यमान और द्रव्यमान संख्या (Atomic Mass) :-**

किसी नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन की संख्या के योग को द्रव्यमान संख्या कहते हैं।

परमाणु द्रव्यमान =  $\boxed{A = N + P/Z}$   $A = N + Z$

इस आधार पर न्यूट्रॉन की संख्या =

$$A - Z = N$$

$$\boxed{N = A - Z}$$

$$\boxed{\text{Radio Active} = \frac{n}{p} > 1.5}$$

${}^{26}_{13}\text{Al} \rightarrow$  द्रव्यमान संख्या (A)  
 परमाणु संख्या (Z)

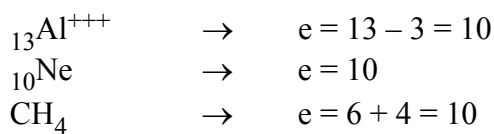
$$\begin{array}{lcl} N & = & A - Z \\ & = & 26 - 13 = 13 \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} Z = P = 13 \\ e = 13 \end{array} \right.$$

**समइलेक्ट्रॉनिक (ISOELECTRONIC):-**

वैसे पदार्थ जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है, उन्हें समइलेक्ट्रॉन कहते हैं।

**Eg:-**  ${}^{11}_{11}\text{Na}^{+} \rightarrow e = 11 - 1 = 10$   
 ${}^{12}_{12}\text{Mg}^{++} \rightarrow e = 12 - 2 = 10$





### समस्थानिक (ISO-TOPS):-

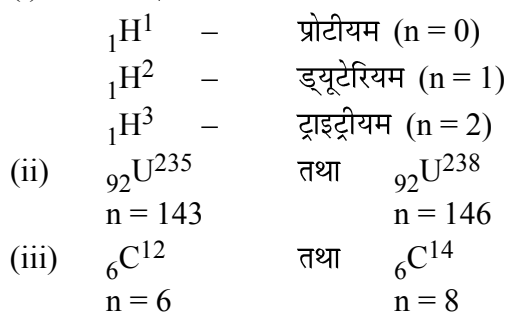
वैसे तत्व जिनका परमाणु क्रमांक (प्रोटॉनों की संख्या) समान हो किन्तु द्रव्यमान संख्या अलग-अलग हो समस्थानिक कहलाते हैं।



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।

**Eg:-** (i) हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक होते हैं:-

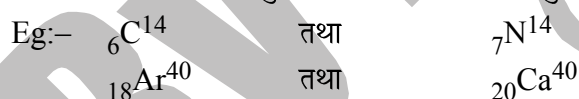


### समस्थानिकों के उपयोग:-

- (i) कार्बन-14 ( $\text{C}^{14}$ ) का उपयोग ज्वाशमों का आयु ज्ञात करने के लिए करते हैं।
- (ii)  $\text{U}^{235}$  का प्रयोग चट्टानों की आयु ज्ञात करने में करते हैं।
- (iii)  $\text{I}^{131}$  का उपयोग घेंघा के उपचार में करते हैं।
- (iv)  $\text{Fe}^{59}$  का प्रयोग एनिमिया नामक रोग में करते हैं।
- (v)  $\text{As}^{74}$  का प्रयोग ट्यूमर के इलाज में करते हैं।
- (vi)  $\text{Co}^{60}$  (कोवाल्ड) का प्रयोग कैंसर के उपचार में करते हैं।
- (vii)  $\text{Na}^{24}$  का प्रयोग रक्त को थक्का बनाने के लिए करते हैं।

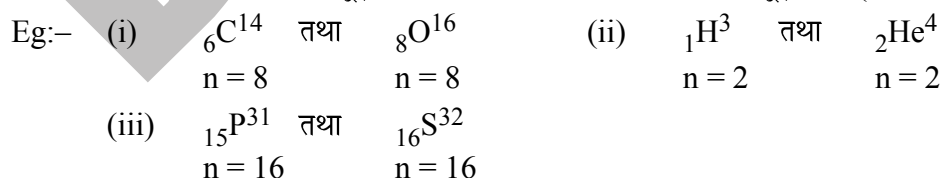
### समभारिक (ISO-BAR):-

वैसे तत्व जिनके परमाणु द्रव्यमान समान हो किन्तु परमाणु क्रमांक भिन्न-भिन्न हों, सम्भारिक कहलाते हैं।



### समन्यूट्रॉनिक (ISO-TONES):-

वैसे तत्व जिनके नाभिक में न्यूट्रॉनों की संख्या समान होती है, समन्यूट्रॉनिक (Iso-tons) कहलाते हैं।



### 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।

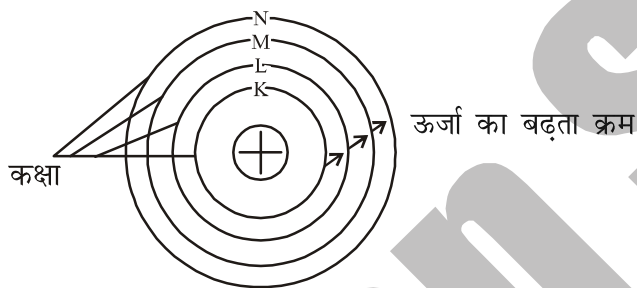
इसे K, L, M, N..... से दिखाते हैं।

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।

$$e = 2n^2$$



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 कक्षाओं के उपकक्षा होती है इसे सोमरफिल्ड नामक विद्वान ने देखा था। इसे s, p, d, f से दिखाते हैं।

उपकक्षा	अधिकतम (electron)
s	2
p	6
d	10
f	14

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 (ORBITAL):-

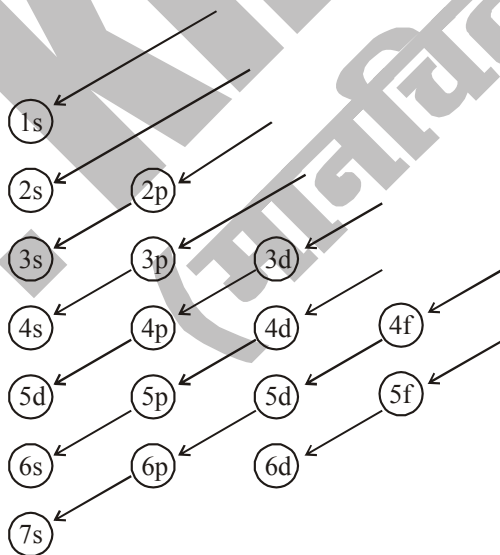
कक्षा के बाहर electron गति करते हैं जिस कारण वहाँ बादल के समान आकृति बन जाती है, जिसे कक्षक कहते हैं।

- कक्षक की संख्या उपकक्षा में उपस्थित electrons की संख्या की आधी रहती है।
- एक कक्षक में अधिकतम दो इलेक्ट्रॉन ही रह सकते हैं।

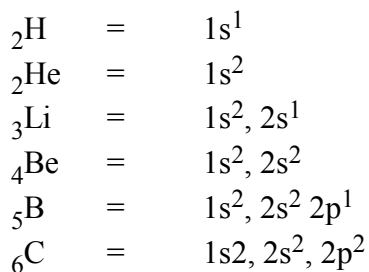
उपकक्षा	संख्या	कक्षक
s = 2	1	$\boxed{\uparrow\downarrow}$
p = 6	3	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
d = 10	5	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$
f = 14	7	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$

### आफबाऊ का नियम (ऑफबाऊ - रचना करना):-

- आफबाऊ 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।
- d-उपकक्षा में 4 या 9 इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते थे। अपनी पहले वाली s-उपकक्षा से एक इलेक्ट्रॉन लेकर 5 या 10 इलेक्ट्रॉन में बदल जाती है।
- f-उपकक्षा में 6 या 13 इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते ये अपने पहले वाले s-उपकक्षा से एक इलेक्ट्रॉन लेकर 7 या 14 में बदल जाती है।



ऑफबाऊ के नियम के अनुसार कुछ तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास:-



${}_9F \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$  8 वे electron के लिए।

कक्षा (n) = 2

उपकक्षा (l) = 1

कक्षक (m) = -1, 0, +1

-1	0	1

दिशा (s) = 

↑↓	↑↓	↑
----	----	---

 =  $\frac{1}{2}$

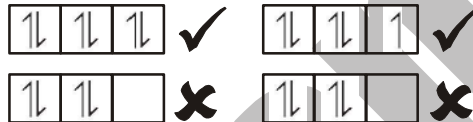
Anticlockwise direction

### पाउली का अपवर्जन नियम :

पाउली के अनुसार किसी परमाणु के किन्हीं दो इलेक्ट्रॉनों के लिए चारों Q.N का मान समान नहीं हो सकता है।

### हुण्ड का नियम:-

इसके अनुसार इलेक्ट्रॉन कक्षक में पहले बारी-बारी से भरते हैं जब कक्षक भर जाते हैं तो विपरीत चक्रण में इलेक्ट्रॉनों का जोड़ा बनना प्रारंभ होता है, इलेक्ट्रॉन का जोड़ा तब तक नहीं बनता जबतक कोई कक्षक खाली रहे।



### हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता का सिद्धान्त:-

इसके अनुसार चक्कर लगा रहे इलेक्ट्रॉन का एक ही समय में स्थिति तथा वेग दोनों को ठीक-ठीक ज्ञात नहीं किया जा सकता।

### डी-ब्राग्ली का सिद्धान्त:-

इसके अनुसार इलेक्ट्रॉन में कण तथा तरंग दोनों की प्रकृति देखी जाती है।

इलेक्ट्रॉन का तरंगदैर्घ्य ( $\lambda$ ) इसके संवेग (P) के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$$\lambda = \frac{h}{P} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{mv}$$

### संयोजी इलेक्ट्रॉन (Valence Electron)

किसी तत्व के सबसे बाहरी कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को संयोजी इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

### कोर इलेक्ट्रॉन (Core Electron)

बाह्यतम कक्षा को छोड़कर उसके अन्दर वाली सभी कक्षाओं में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों के कुल संख्या से Core Electron कहते हैं।

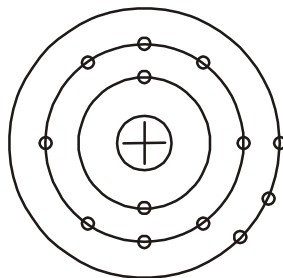
### न्यूक्लियोन :-

नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन के कुल संख्या को Nucleon कहते हैं।

**Note:-** संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या 1 से 8 के बीच होती है।

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

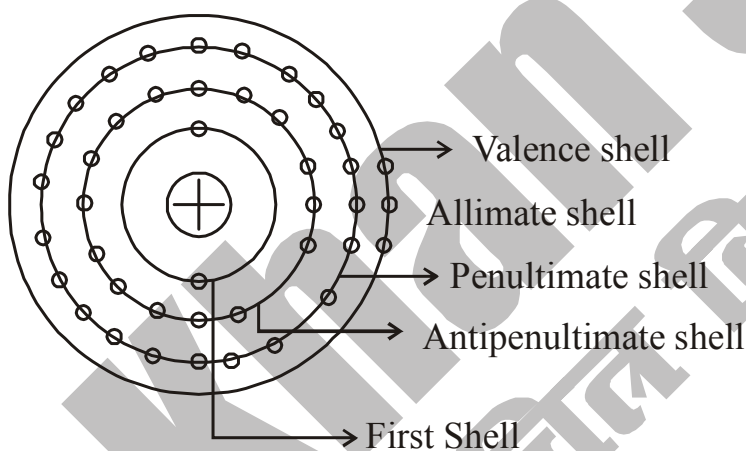
किसी भी रासायनिक अभिक्रिया में संयोजी  $e^-$  ही भाग लेते हैं क्योंकि इसकी ऊर्जा सर्वाधिक होती है।



संयोजी  $e^- = 3$

कोर  $e^- = 10$

- संयोजी इलेक्ट्रॉन के आधार पर हम किसी तत्व के वर्ग निर्धारण कर सकते हैं।  
यदि किसी तत्व का अंतिम  $e^-$  s या p-उपकक्षा में है तो वह Group-A का तत्व होगा।  
Eg:-  ${}_8\text{O} \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^4$  (Group-A)  
 ${}_{11}\text{Na} \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6 3s^1$  (Group-A)  
यदि किसी तत्व का अंतिम  $e^-$  d या f-उपकक्षा में है तो वह Group-B का तत्व होगा।  
Eg:-  ${}_{26}\text{Fe} \rightarrow [\text{Ar}] 4s^2 3d^6$  (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 (Valence):-

किसी तत्व के इलेक्ट्रॉनों से संयोग करने की क्षमता को संयोजकता कहते हैं।

- Valence Electron के आधार पर किसी तत्व की संयोजकता निकाली जा सकती है।

**Case I :-** यदि संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या 1, 2, 3, 4 है तो इस स्थिति में

$$\text{संयोजकता} = \text{संयोजी इलेक्ट्रॉन}$$

Eg:-  ${}_{13}\text{Al} \rightarrow 2, 8, 3$  (Valency = 3)

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

**Case II :-** यदि Valence electron की संख्या 5, 6, 7 या 8 है तो,

$$\text{संयोजकता} = 8 - \text{संयोजी इलेक्ट्रॉन}$$

Eg:-  ${}_{17}\text{Cl} \rightarrow 2, 8, 7$

संयोजकता  $\rightarrow 8 - 7 = 1$

${}_8\text{O} \rightarrow 2, 6$

Q.  $\text{CH}_4$  में कार्बन की संयोजकता बताएं।

Valency of Carbon = 4



\* यौगिकों का अणुभार ज्ञात करें ?

Q.  $\text{CaCO}_3$  का अणुभार तथा उसमें Ca का प्रतिशत ज्ञात करें।

$$\begin{aligned}\text{CaCO}_3 \quad \text{अणुभार} &= 40 + 12 + 16 \times 3 \\ &= 100\end{aligned}$$

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

Q. यूरिया ( $\text{NH}_2 \text{CO NH}_2$ ) का अणुभार तथा नाइट्रोजन का % ज्ञात करें।

$$\begin{aligned}\text{NH}_2 \text{CONH}_2 \text{ का अणुभार} \\ &= 14 + 2 + 12 + 16 + 14 + 2 \\ &= 60\end{aligned}$$

$$\therefore \text{N का \%} = \frac{(14+14)}{60} \times 100 = \frac{28}{60} \times 100 = 46.66 \approx 46\%$$

Q. कैल्सीयम फास्फेट ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ) में Oxizen का % ज्ञात करें।

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  का अणुभार

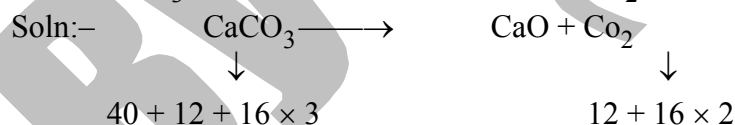
$$\begin{aligned}\text{A} &= 40 \times 3 + 2 (31 + 4 \times 16) \\ &= 120 + 2 (31 + 64) \\ &= 120 + 190 \\ &= 310\end{aligned}$$

$$\text{P} = 62$$

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

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

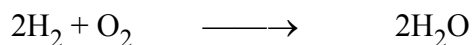
Q. 10gm  $\text{CaCO}_3$  को गर्म करने पर कितना मात्रा में  $\text{CO}_2$  निकलेगा।



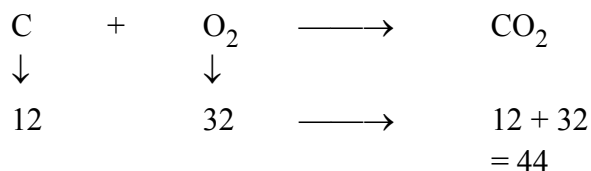
Q. 20 gm  $\text{CaCO}_3$  को गर्म करने से कितना gm CaO निकलेगा।

$$\text{CaCO}_3 \text{ अणु भार} = 100$$

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



Q. 60 gm C को  $\text{O}_2$  की उपस्थिति में जलाने पर कितनी मात्रा में  $\text{CO}_2$  निकलेगा।



अणुभार तथा वाष्प घनत्व में संबंध :

$$\text{अणुभार} = 2 \times \text{वाष्प घनत्व}$$

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

$$\begin{aligned}\text{अणुभार} &= 2 \times \text{वाष्प घनत्व} \\ &= 2 \times 22 = 44\end{aligned}$$

Q.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  का वाष्प घनत्व ज्ञात करें।

$$\begin{aligned}\text{H}_2\text{SO}_4 \\ \text{अणुभार} &= 2 + 32 + 16 \times 4 \\ &= 34 + 64 \\ &= 98 \\ \therefore \text{वाष्प घनत्व} &= \frac{\text{अणुभार}}{2} = \frac{98}{2} = 49\end{aligned}$$

Q. HCl का वाष्पघनत्व ज्ञात करें।

$$\begin{aligned}\text{HCl} \\ &= 1 + 35.5 = 36.5 \\ \therefore \text{वाष्प घनत्व} &= \frac{\text{अणुभार}}{2} = \frac{36.5}{2} = 18.25\end{aligned}$$

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

$$\text{वाष्प घनत्व} = \frac{164}{2} = 82$$

परमाणु तथा आयन में अंतर:-

परमाणु	आयन
(i) यह विद्युततः उदासिन होते हैं।	(i) ये धनात्मक या ऋणात्मक होते हैं अर्थात् ये धनायन या ऋणायन होते हैं।
(ii) इनका परमाणु विन्यास अस्थायी होता है। $\text{Na} \rightarrow 2, 8, 1$	(ii) इनका अणुभार विन्यास स्थायी होता है। $\text{Na}^+ \rightarrow 2, 8$
(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 आणविक अभिक्रिया में भाग लेते हैं।	(iv) ये आयनिक अभिक्रिया में भाग ले हैं।

मूलक (Radical):-

पोटैशियम ( $\text{K}^+$ )	फ्लोराइड ( $\text{F}^-$ )	सोडियम ( $\text{Na}^+$ )	क्लोराइड ( $\text{Cl}^-$ )
सिल्वर ( $\text{Ag}^+$ )	क्लोरेट ( $\text{ClO}_3^-$ )	हाइड्रोजन ( $\text{H}^+$ )	ब्रोमाइड ( $\text{Br}^-$ )
अमोनियम ( $\text{NH}_4^+$ )	आयोडाइड ( $\text{I}^-$ )	कैल्सियम ( $\text{Ca}^{++}$ )	नाइट्रेट ( $\text{NO}_3^-$ )
कोबाल्ट ( $\text{Co}^{++}$ )	नाइट्राइट ( $\text{NO}_2^-$ )	कॉपर ( $\text{Cu}^{++}$ )	नाइट्राइड ( $\text{N}^{--}$ )
फेरस ( $\text{Fe}^{++}$ )	हाइड्राक्साइड ( $\text{OH}^-$ )	फेरिक ( $\text{Fe}^{+++}$ )	सल्फाइड ( $\text{S}^{--}$ )
मैग्नेशियम ( $\text{Mg}^{++}$ )	सल्फाइट ( $\text{SO}_3^{--}$ )	मैग्नीज ( $\text{Mn}^{++}$ )	सल्फेट ( $\text{SO}_4^{--}$ )
मरकरी ( $\text{Hg}^{++}$ )	थायोसल्फेट ( $\text{S}_2\text{O}_3^{--}$ )	एल्युमिनियम ( $\text{Al}^{+++}$ )	ऑक्साइड ( $\text{O}^{--}$ )
क्रोमियम ( $\text{Cr}^{+++}$ )	कार्बोनेट ( $\text{CO}_3^{--}$ )	लेड (सीसा) ( $\text{Pb}^{++++}$ )	क्रोमेट ( $\text{CrO}_4^{--}$ )
सिलिकेट ( $\text{SiO}_3^{--}$ )			

- |     |                    |              |               |                 |
|-----|--------------------|--------------|---------------|-----------------|
| (1) | Aluminium Silicate |              |               |                 |
|     | $Al^{+++}$         | $SiO_3^{--}$ | $\rightarrow$ | $Al_2(SiO_3)_3$ |
| (2) | Aluminium Chromate |              |               |                 |
|     | $Al^{+++}$         | $CrO_4^{--}$ | $\rightarrow$ | $Al_2(CrO_4)_3$ |
| (3) | Aluminium Oxide    |              |               |                 |
|     | $Al^{+++}$         | $O^{--}$     | $\rightarrow$ | $Al_2O_3$       |
| (4) | Potassium Chlorate |              |               |                 |
|     | $K^+$              | $ClO_3^-$    | $\rightarrow$ | $KClO_3$        |
| (5) | Potassium Iodide   |              |               |                 |
|     | $K^+$              | $I^-$        | $\rightarrow$ | $KI$            |
| (6) | Sodium Hydroxide   |              |               |                 |
|     | $Na^+$             | $OH^-$       | $\rightarrow$ | $NaOH$          |
| (7) | Sodium Carbonate   |              |               |                 |
|     | $Na^+$             | $CO_3^{--}$  | $\rightarrow$ | $Na_2CO_3$      |

### CHEMICAL BONDING

#### रासायनिक बंध:-

कोई भी तत्व अपने बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन रखना चाहता है। ताकि वह अक्रिय गैस के समान ही स्थायी हो सके इसके लिए वह अन्य परमाणुओं के साथ इलेक्ट्रॉनों का आदान-प्रदान करता है या फिर साझेदारी करता है, उसे ही रासायनिक बंध कहते हैं।

यह तीन प्रकार का होता है-

(i) विद्युत संयोजी (Ionic or Electrovalent Bond)

(ii) सहसंयोजी (Co-Valent Bond)

(iii) अपसह संयोजी (Coordinate Bond)

(i) **विद्युत संयोजी (Ionic Bond) :-** यह Bond electrons के त्याग करने या ग्रहण करने के कारण बनता है अर्थात् यह इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण से बनता है, यह धातुओं तथा अधातुओं के बीच बनता है। धातु इलेक्ट्रॉन को त्यागते हैं जबकि अधातु  $e^-$  को ग्रहण करते हैं।



#### आयनिक बंध की विशेषता:-

- ये ठोस अवस्था में विद्युत के कुचालक होते हैं किन्तु इनका जलीय विलयन विद्युत का कुचालक होता है।
  - ये समान्यतः जल में घुलनशील होते हैं।
  - ये कार्बनिक विलायक (जैसे- बेंजिन  $(C_6H_6)$  इथाइल एल्कोहल  $(C_2H_5OH)$  में कम घुलनशील होते हैं।
- यह रासायनिक रूप से स्वेदार (Crystalline) होते हैं।
- इनका क्वथनांक तथा गलनांक दोनों ही उच्च होता है।

#### आयनिक बंध के लिए शर्त (Condition for Ionic Bond):-

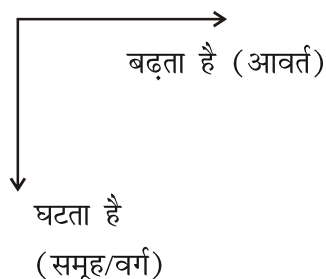
- आयनिक Bond में हमेशा इलेक्ट्रॉनों का स्थानान्तरण होता है।
- आयनिक Bond बनाने वाले दो तत्वों में से किसी एक का आयनन विभव, इलेक्ट्रॉन बंधुता तथा विद्युत ऋणात्मक अधिक होनी चाहिए जबकि दूसरे की विद्युत कम होनी चाहिए।

#### आयनन विभव (Ionization Potential / Engery) :-

- किसी तत्व द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागने के लिए के लिए आवश्यक ऊर्जा ही Ionization Potential कहलाता है। आयनन विभव जितना अधिक होगा तत्व से इलेक्ट्रॉन निकालने में कठिनाई होगी।
- अधातु का आयनन विभव उच्च होता है जिस कारण वह इलेक्ट्रॉन नहीं त्यागते जबकि धातुओं का आयनन विभव बहुत कम होता है जिस कारण वे आसानी से इलेक्ट्रॉन त्याग देते हैं।

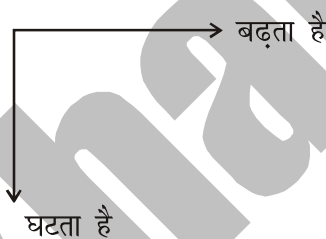


- आवर्त सारणी में बाएँ से दाँये जाने पर आयनन विभव बढ़ता है जबकि उपर से नीचे आने पर घटता है।



## (ii) इलेक्ट्रॉन बंधुता (Electron Affinity) :

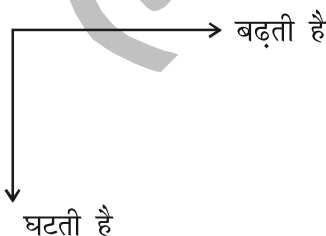
किसी तत्व द्वारा इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की क्षमता (एक इलेक्ट्रॉन) को इलेक्ट्रॉन बंधुता कहते हैं। धातुओं की Electron Affinity बहुत कम होती है। जबकि अधातुओं की बहुत अधिक होती है। सर्वाधिक इलेक्ट्रॉन बंधुता क्लोरिन (Cl) की होती है। आवर्त-सारणी में बाँये से दाँये जाने पर इलेक्ट्रॉन बंधुता बढ़ती है जबकि उपर से नीचे (वर्ग में) आने पर इलेक्ट्रॉन बंधुता घटती है।



## (iii) विद्युत ऋणात्मकता (Electron Negativity) :

किसी तत्व द्वारा इलेक्ट्रॉन का जोड़ा (Pair) को आकर्षित करने की क्षमता को Electron Negativity कहते हैं। धातुओं की Electro Negativity कम होता है। जबकि अधातुओं में अधिक होता है।

- \* सर्वाधिक विद्युत ऋणात्मकता फ्लोरिन (F) की होती है।  
आवर्त सारणी में बाँये से दाँये जाने पर विद्युत ऋणात्मकता बढ़ती है जबकि वर्ग में उपर से नीचे आने पर घटती है।

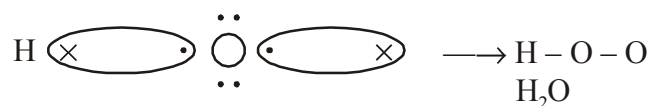


- (2) **Co-valent Bond ( सहसंयोजी Bond):-** यह Bond इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी से बनता है न कि आदान-प्रदान करने से। यह Bond केवल अधातु तथा गैसों में बन सकता है। यह Bond तब बनता है जब दोनों तत्वों का आयनन विभव, इलेक्ट्रॉन बंधुता तथा विद्युत ऋणात्मकता उच्च हो। Co-Valent bond तीन प्रकार के होते हैं:-

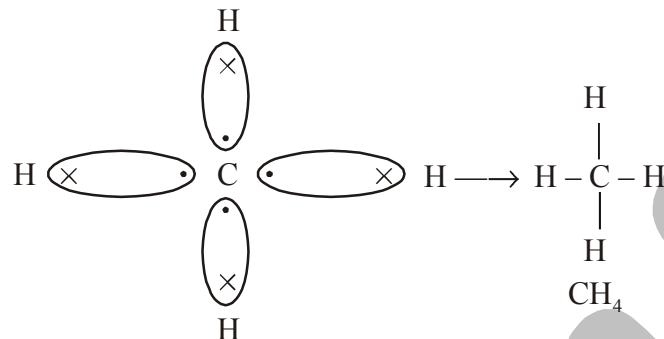
- (i) Single Bond (एकल बंध)
- (ii) Double bond (द्विबंध)
- (iii) Triple Bond (त्रिबंध)

(i) **Single Bond :-** यह Bond एक इलेक्ट्रॉन की साझेदारी करने से बनता है।

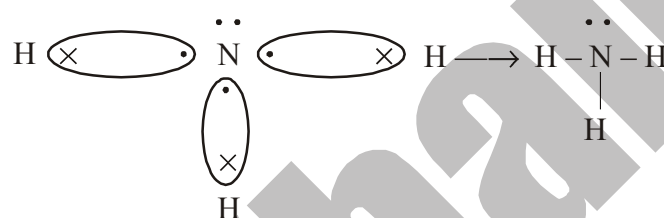
Eg:-  $H_2O$



$CH_4$  (मिथेन)



$NH_3$  (अमोनिया)



(ii) **Double Covalent Bond / द्वि-सह संयोजक बंध:-** जब दो परमाणुओं के बीच दो  $e^-$  की साझेदारी होती है, उसे द्विसह संयोजक बंध कहते हैं।



(iii) **Triple Covalent Bond / त्रि-सह संयोजक बंध :-** जब अधातुओं के बीच  $3e^-$  की साझेदारी होती है उसे त्रिसंयोजक बंध कहते हैं।



**Co-valent Bond की विशेषता:-**

(i) यह बंध अधातुओं के बीच बनता है ये जल में घुलनशील नहीं होते हैं। किंतु कार्बनिक विलायक (Soluble) में घुलनशील होते हैं।

(ii) इनका गलनांक (M.P.) तथा क्वथनांक (B.P.) दोनों निम्न होते हैं।

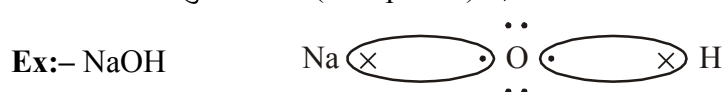
(iii) इनकी रासायनिक क्रियाशीलता अपेक्षाकृत कम होती है।

बंधन ऊर्जा  $\longrightarrow \equiv > = > -$

क्रियाशीलता  $\longrightarrow \equiv > = > -$

बंधन की दूरी  $\longrightarrow - > = > \equiv$

**Remarks:-** कुछ यौगिक (Compound) ऐसे भी होते हैं जिसमें Ionic Bond तथा Co-valent Bond दोनों पाया जाता है।



## हाइड्रोजन बंध :

जब हाइड्रोजन अत्यधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व (फ्लोरिन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन, F, O, N) से संयोग करता है तो एक विशेष प्रकार का बंध बनाता है जिसे हाइड्रोजन बंध कहते हैं।

हाइड्रोजन Bond केवल तभी बनेगा जब Hydrogen केवल F, O, N से संयोजक करे। हाइड्रोजन Bond जोड़ने का कार्य करता है यह अत्यधिक कमजोर होता है।

हाइड्रोजन Bond को dotted line (.....) से दिखाते हैं।

Eg:- HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>

Hydrogen bond = HF > H<sub>2</sub>O > NH<sub>3</sub>

**Note:-** सीसा हाइड्रोजन फ्लोराइड (HF) में घुलनशील है अतः काँच पर लिखने के लिए HF का प्रयोग करते हैं।

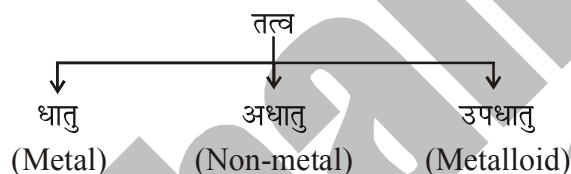
## तत्व (Element) :-

एक समान परमाणुओं के समूह के तत्व कहते हैं। तत्व परमाणुओं से मिलकर बना है।

अबतक 114 तत्वों की खोज हो चुकी है। जिसमें 92 तत्व सीधे प्रकृति द्वारा प्राप्त हुए हैं शेष तत्वों को बनाया गया है।

सभी 114 तत्व व्यवस्थित रूप से आवर्त-सारणी (Periodic Table) में मिलते हैं।

तत्व को तीन भागों में बाँटते हैं :



	Chemistry	भौतिकी अवस्था	भौतिक विद्युत
लोहा (Fe)	तत्व	ठोस	धातु
ऑक्सीजन (O)	तत्व	गैस	अधातु
पारा (Hg)	तत्व	द्रव	धातु
सिलिकन (Si)	तत्व	ठोस	उपधातु (अर्धाचालक)

## धातु:-

धातु वैसे तत्व होते हैं जिनसे विद्युत-धारा प्रवाहित हो जाती है।

धातु में निम्नलिखित गुण पाये जाते हैं:-

1. इनका आयनन विभव, विद्युत ऋणात्मक तथा इलेक्ट्रॉन बंधुता तीनों ही बहुत कम होता है। जिसकारण ये आसानी से इलेक्ट्रॉन त्याग देते हैं और धारा बहने लगती है।
2. इनमें एक धात्विक चमक पाया जाता है। यह चमक मुक्त इलेक्ट्रॉनों के कारण होती है।
3. यह कमरे के तापमान पर ठोस अवस्था में होते हैं। अपवाद-पारा (Quick Silver)
4. ये अघातवर्धनीय होते हैं अर्थात् इनको पिटने पर फैलते हैं जिससे इनका चादर बनाया जाता है।
5. ये तन्य होते हैं अर्थात् इन्हें खिंचकर तार बनाया जा सकता है।
6. ये उष्मा तथा विद्युत का सुचालक होते हैं।
7. इनका घनत्व उच्च होता है।
8. इनका गलनांक बहुत अधिक होता है।
9. यह वायु तथा जल में रखने पर संक्षारित (नष्ट) होने लगते हैं। क्योंकि ये ऑक्सीजन से क्रिया करके ऑक्साइड बना लेते हैं।

**Eg :-** लोहा, एल्युमिनियम, ताँबा, सोडियम, कैल्शियम etc.

### अधातु (Non-Metal)

अधातुओं से विद्युत-धारा प्रवाहित नहीं हो सकती।

अपवाद - ग्रेफाइट

सभी गैस अधातु होते हैं।

अधातुओं के निम्नलिखित गुण होते हैं:-

1. अधातुओं का आयनन विभव, विद्युत ऋणात्मकता तथा इलेक्ट्रॉन बंधुता तीनों ही उच्च होता है। जिस कारण से इलेक्ट्रॉन त्यागते नहीं बल्कि ग्रहण करते हैं।
2. इनमें किसी भी प्रकार का धात्विक चमक नहीं होता है।
3. ये अधातवर्धनीय तथा तन्य नहीं होते हैं।
4. ये विद्युत तथा उष्मा के कुचालक होते हैं।
5. इनका घनत्व, गलनांक, क्वथनांक कम होता है।
6. यह वायु तथा जल में रखने से प्रभावित नहीं होते हैं।

**Eg:-** सभी गैस, सल्फर, फास्फोरस, कार्बन etc.

**Note:-** कार्बन में धातु तथा अधातु दोनों का गुण पाया जाता है अर्थात् यह कभी-कभी अर्धचालक के भाँति व्यवहार करता है।

### METALLOID ( उपधातु )

ये धातु के समान धारा प्रवाहित नहीं करते इनमें धारा का प्रवाह कोटर (Hole) के सहायता से होता है। इनका प्रयोग Memory Card, SIM, PCB में ज्यादातर होता है।

**Eg:-** बोरॉन, सिलिकॉन, जर्मेनियम, आर्सेनिक, पोलोनियम etc.

**Note:-** उपधातुओं को अर्धचालक कहा जाता है सबसे सामान्य अर्धचालक सिलिकॉन है।

**Remarks:-** पृथ्वी पर सर्वाधिक मात्रा में पाये जाने वाले तत्व-

$O > Si > Al > Fe > Ca > Na$  ओसियल फेकाना

☞ पृथ्वी पर सर्वाधिक मात्रा में पाये जाने वाले धातु-

$Al > Fe > Ca > Na$  अलफेकाना

☞ शरीर में पाये जाने वाले तत्वों का क्रम-

$O > C > H > N > Ca$

☞ शरीर में सर्वाधिक मात्रा में Ca धातु पाया जाता है जबकि सबसे कम मात्रा में मैंगनिज (Mn) पाया जाता है।

### यौगिक (COMPOUND):-

दो या अधिक तत्वों को एक निश्चित अनुपात में मिलाने पर यौगिक बनते हैं यौगिक का एक निश्चित सूत्र होता है।

**Eg:-**  $H_2O$ ,  $CH_4$ ,  $CO_2$ ,  $SO_2$ , CFC etc.

### कार्बनिक यौगिक (ORGANIC) :-

वैसे यौगिक जिनमें कार्बन उपस्थित रहता है उन्हें कार्बनिक कहते हैं।

**Eg:-**  $CO_2$ ,  $CH_4$ ,  $C_2H_5SH$  (एथिल मरकप्टेन)

एथिल मरकप्टेन का प्रयोग L.P.G. गैस को गंधयुक्त बनाने के लिए किया जाता है ताकि सिलेंडर में रिसाव का पता चल सके।