अनुक्रमणिका

क्रम संख्या	विषय वस्तु	पेज संख्या
1.	परमाणु संरचना (Atomic Structure)	1 - 18
2.	रासायनिक बंध और आणविक संरचना (Chemical Bonding and Molecular Structure)	19 - 30
3.	तत्वों का वर्गीकरण और गुणों में आवर्तता (Classification of Elements and Periodicity in Properties)	31 - 43
4.	साम्यवस्था (Equilibrium)	44 - 60
5.	रेडॉक्स अभिक्रियाएँ (Redox Reactions)	61 - 72
6.	कार्बनिक रसायन विज्ञान और प्रतिक्रिया तंत्र (Organic Chemistry and Reaction Mechanism)	73 - 100
7.	हाइड्रोकार्बन (Hydrocarbons)	101 - 119
8.	उपसहसंयोजक यौगिक (Co-ordination Compounds)	120 - 133
9.	पदार्थ की अवस्थाएँ (States of Matter)	134 - 154
10.	s,p,d,f और शून्य समूह तत्व (s,p,d,f & Zero group elements)	155 - 194

क्रम संख्या	विषय वस्तु	पेज संख्या
11.	धातु और धातुकर्म (Metals and Metallurgy)	195 - 223
12.	रासायनिक गतिकी (Chemical Kinetics)	224 - 233
13.	विलयन (Solutions)	234 - 244
14.	विद्युत रसायन विज्ञान (Electrochemistry)	245 - 261
15.	पृष्ठ रसायन विज्ञान (Surface Chemistry)	262 - 279
16.	स्पेक्ट्रोस्कोपी तकनीकें (Spectroscopy Techniques)	280 - 291
17.	जैव-अकार्बनिक रसायन विज्ञान (Bio-Inorganic Chemistry)	292 - 299
18.	जैव अणु (Bio-molecules)	300 - 317
19.	बहुलक (Polymers)	318 - 328
20.	दैनिक जीवन में रसायन विज्ञान (Chemistry in Everyday Life)	329 - 339

01 परमाणु संरचना (Atomic Structure)

◈ जॉन डॉल्टन ने 1808 में डॉल्टन का परमाणु सिद्धान्त के नाम से विख्यात अपना सिद्धान्त दिया। डॉल्टन के अनुसार, किसी भी परमाणु को पदार्थ के उस साधारण कण के रूप में परिभाषित किया जा सकता है जो रासायनिक अभिक्रियाओं में भाग लेता है। आधुनिक अनुसंधानों ने विश्वसनीय रूप से सिद्ध किया है, कि परमाणु एक अविभाज्य कण नहीं है।

◈ यह इलेक्ट्रॉनों, प्रोटॉनों तथा न्यूट्रॉनों जैसे छोटे-छोटे भागों में विभाजित किया जा सकता है। यद्यपि परमाणु अत्यन्त छोटा है, फिर भी इसकी एक निश्चित जटिल रचना होती है। आधुनिक परमाणु संरचना मुख्यतः रदरफोर्ड के परमाणुओं पर किये गये प्रकीर्णन सिद्धान्त तथा ऊर्जा के क्वांटीकरण की परिकल्पना पर आधारित है ।

Fundamental Particles
(मौलिक कण)

◈ परमाणु की आधुनिक संरचना की आधारशिला जे.जे. थॉमसन तथा रदरफोर्ड ने रखी। अब यह विश्वास किया जाता है, कि परमाणु बहुत से उपपरमाणुक कणों जैसे इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन, न्यूट्रॉन, पॉजीट्रॉन, न्यूट्रिनो, मीसॉन आदि से बना होता है। इन कणों में से इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन को मूल कण कहते हैं, और अन्य को असामान्य मूल कण कहते हैं।

इलेक्ट्रॉन ($-1e^{\circ}$)

(1) इलेक्ट्रॉन ऋणावेशित कण है, इसकी खोज जे.जे. थॉमसन (1897) ने की । ये कैथोड किरणों का संघटक कण है।

(2) कैथोड किरणों की खोज विलियम क्रुक्स तथा जे.जे. थॉमसन (1880) ने विसर्जन नलिका का उपयोग करके की। इन्होंने बहुत कम दाब (10^{-2} से 10^{-3} mmHg) पर विसर्जन नलिका में विद्युत धारा (10,000 V) प्रवाहित की। कैथोड से नीले रंग की किरणें निकली जिन्हें इन्होंने कैथोड किरणें कहा।

(3) कैथोड किरणों के गुण

◈ कैथोड किरणें सरल रेखा में गमन करती हैं।

◈ कैथोड किरणें यांत्रिक प्रभाव उत्पन्न करती हैं।

◈ कैथोड किरणें ऋणावेशित कणों से बनी हैं, जिन्हें इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

◈ कैथोड किरणें प्रकाश की चाल से गति करती हैं (सीमा 10^{-9} से 10^{-11} सेमी/सेकण्ड के बीच) ।

◈ कैथोड किरणें प्रतिदीप्ती उत्पन्न करती हैं।

◈ कैथोड किरणें जब किसी वस्तु से टकराती हैं, तो वस्तु की गतिज ऊर्जा का स्थानांतरण कर उसका ताप बढ़ा देती हैं।

◈ कैथोड किरणें जब Cu जैसे ठोस पर टकराती हैं, तो X - किरणें उत्पन्न करती हैं।

◈ कैथोड किरणों में आयनन क्षमता होती है, अर्थात् ये जिस गैस से गुजरती हैं उसे आयनित कर देती हैं।

◈ कैथोड किरणें फोटोग्राफिक प्लेट को प्रभावित करती हैं।

◈ ये धातु की पतली पन्नी में से गुजर जाती हैं।

◈ इन किरणों की प्रकृति विसर्जन नलिका में उपस्थित कैथोड के पदार्थ तथा गैस की प्रकृति पर निर्भर नहीं करती है।

◈ कैथोड किरणों का e/m (आवेश/द्रव्यमान) इलेक्ट्रॉन के समान (-1.76×10^8 कूलॉम्ब प्रति ग्राम) होता है। अर्थात् कैथोड किरणें इलेक्ट्रॉन की धारा हैं।

◈ आइन्सटीन के सापेक्षिकता के सिद्धान्त के अनुसार, गति में इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान,

$$m' = \frac{\text{इलेक्ट्रॉन का शेष द्रव्यमान } (m)}{\sqrt{[1-(u/c)^2]}}$$

जहाँ $u =$ इलेक्ट्रॉन का वेग, $c =$ प्रकाश का वेग

जब $u = c$ तब गतिज इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान $= \infty$.

प्रोटॉन ($\mathrm{iH^1, H^+, P}$)

(1) प्रोटॉन की खोज गोल्डस्टीन ने की, यह धनावेशित कण है। यह ऐनोड किरणों का संघटक कण है।

(2) गोल्डस्टीन (1886) ने विसर्जन नलिका में छिद्रित कैथोड का उपयोग किया और थॉमसन प्रयोग को दोहराते हुऐ ऐनोड किरणों के बनने का विश्लेषण किया। इन किरणों को धनात्मक या कैनाल किरणें भी कहते हैं।

(3) ऐनोड किरणों के गुण

◈ ऐनोड किरणें सरल रेखा में गमन करती हैं।

◈ ऐनोड किरणें द्रव्यमान कणों से बनी होती हैं।

◈ ऐनोड किरणें धनावेशित हैं।

इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रान के द्रव्यमान, आवेश और विशिष्ट आवेश की तुलना

नियतांकों के नाम	इकाई	इलेक्ट्रॉन (e)	प्रोट्रॉन (p)	न्यूट्रॉन (n)
द्रव्यमान (m)	Amu	0.000546	1.00728	1.00899
	Kg	9.109×10^{-31}	1.673×10^{-27}	1.673×10^{-27}
	सापेक्षिक	1/1837	1	1
आवेश (e)	कूलॉम्ब (C)	-1.602×10^{-19}	$+1.602 \times 10^{-19}$	शून्य
	Esu	-4.8×10^{-10}	$+4.8 \times 10^{-10}$	शून्य
	सापेक्षिक	-1	+1	शून्य
विशिष्ट आवेश (e/m)	C/g	1.76×10^8	9.58×10^4	शून्य
घनत्व	ग्राम / cc	2.17×10^{-17}	1.114×10^{14}	1.5×10^{-14}

◈ परमाणु द्रव्यमान इकाई (amu) कार्बन परमाणु $_6C^{12}$ के द्रव्यमान का $1/12$ भाग होती है, अर्थात् 1.660×10^{-27} kg.

अन्य महत्वपूर्ण कण

कण	संकेत	प्रकृति	esu में आवेश $\times 10^{-10}$	द्रव्यमान (amu)	खोजकर्ता
पोजीट्रॉन	$e^+, 1e^0, \beta^+$	+	+ 4.8029	0.0005486	एन्डरसन (1932)
न्यूट्रिनों	v	0	0	< 0.00002	पाउली (1933) और फर्मी (1934)
एन्टी.प्रोटॉन	p^-	-	-4.8029	1.00787	केम्बरलेन सुग्री (1956) और वेगलेण्ड (1955)
धनात्मक म्यु मीसोन	μ^+	+	+4.8029	0.1152	यूकावा (1935)
ऋणात्मक म्यु मीसोन	μ^-	-	-4.8029	0.1152	एन्डरसन (1937)
धनात्मक पाई मीसोन	π^+	+	+ 4.8029	0.1514	
ऋणात्मक पाई मीसोन	π^-	-	-4.8029	0.1514	पोवेल (1947)
उदासीन पाई मीसोन	π^0	0	0	0.1454	

- ❖ ऐनोड किरणें बाह्य चुम्बकीय क्षेत्र द्वारा विक्षेपित होती हैं।
  (v) एनोड किरणें फोटोग्राफिक प्लेट को भी प्रभावित करती हैं।
- ❖ इन किरणों का e/m अनुपात इलेक्ट्रॉन से कम होता है।
- ❖ कैथोड किरणों से भिन्न, इनका e/m मान नली में उपस्थित गैस की प्रकृति पर निर्भर करता है। यह अधिकतम होता है, जबकि नली में उपस्थित गैस हाइड्रोजन होती है।
- ❖ ये किरणें ZnS पर्दे पर प्रकाश की चमक उत्पन्न करती हैं।

न्यूट्रॉन ($_0n^1, N$)

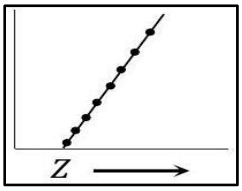
(1) न्यूट्रॉन की खोज जेम्स चैडविक (1932) ने निम्नलिखित नाभिकीय अभिक्रिया के अनुसार की,
$_4\text{Be}^9 + {}_2\text{He}^4 \rightarrow {}_6\text{C}^{12} + {}_0n^1$
या $_5\text{B}^{11} + {}_2\text{He}^4 \rightarrow {}_7\text{N}^{14} + {}_0n^1$

(2) न्यूट्रॉन एक अस्थाई कण है। इसका निम्न प्रकार से क्षय होता है,
$\underset{\text{न्यूट्रॉन}}{_0n^1} \longrightarrow \underset{\text{प्रोटोन}}{_1H^1} + \underset{\text{इलेक्ट्रॉन}}{_{-1}e^0} + \underset{\text{एन्टीन्यूट्रीनों}}{_0v^0}$

परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या तथा परमाण्विक प्रजातियाँ (Atomic number, mass number and atomic species)

परमाणु संख्या या नाभिकीय आवेश (Atomic number or Nuclear charge)

- ❖ किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या को परमाणु संख्या कहते हैं।
- ❖ इसे Z से दर्शाया जाता है।
- ❖ इसे मोसले ने निम्न प्रकार से ज्ञात किया,



$\sqrt{v} = a(Z - b)$ या $aZ - ab$
जहाँ, $v = X$ - किरणों की आवृत्ति
$Z =$ धातु का परमाणु क्रमांक, a तथा b स्थिरांक हैं।

- ❖ परमाणु संख्या $(Z) =$ नाभिक पर धनावेशों की संख्या $=$ नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या $=$ उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या
- ❖ दो भिन्न धातुओं का परमाणु क्रमांक समान नहीं हो सकता है।
- ❖ यदि दो परमाणुओं की परमाणु संख्या समान है, तो वे एक ही तत्व के होते हैं, चाहे उनकी द्रव्यमान संख्या अलग हो (इन्हें समस्थानिक / Isotopes कहते हैं)।
- ❖ परमाणु का परमाणु क्रमांक (Z) हमेशा एक पूर्णांक (integer) होता है, भिन्न (fraction) नहीं हो सकता।
- ❖ परमाणु संख्या के आधार पर ही इलेक्ट्रॉन विन्यास (electron configuration) निर्धारित होता है।

द्रव्यमान संख्या (Mass number)

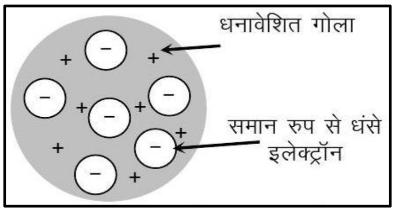
- ❖ द्रव्यमान संख्या $(A) =$ प्रोटॉन्स की संख्या + न्यूट्रॉन्स की संख्या
  या न्यूट्रॉन्स की संख्या $= A - Z$
- ❖ द्रव्यमान संख्या पूर्ण संख्या नहीं होती है।
- ❖ एक तत्व X का परमाणु जिसकी परमाणु संख्या (Z) तथा द्रव्यमान संख्या (A) है, निम्न संकेत द्वारा प्रदर्शित किया जाता है, $_ZX^A$
- ❖ समान द्रव्यमान संख्या वाले लेकिन अलग परमाणु संख्या वाले तत्व समभारिक (Isobars) कहलाते हैं
- ❖ द्रव्यमान संख्या का उपयोग परमाणु की पहचान के लिए नहीं किया जाता पहचान का आधार केवल परमाणु संख्या (Z) है
- ❖ द्रव्यमान संख्या बदलने पर तत्व नहीं बदलता केवल उसका समस्थानिक रूप बदलता है
- ❖ द्रव्यमान संख्या का प्रयोग मुख्यतः नाभिकीय अभिक्रियाओं (nuclear reactions) में किया जाता है
- ❖ नाभिक का लगभग पूरा द्रव्यमान प्रोटॉन और न्यूट्रॉन में होता है (इलेक्ट्रॉनों का द्रव्यमान नगण्य होता है)
- ❖ द्रव्यमान संख्या (A) किसी तत्व के परमाणु द्रव्यमान (atomic mass) के लगभग बराबर होती है, लेकिन दोनों बिल्कुल समान नहीं होते क्योंकि परमाणु द्रव्यमान औसत (average) होता है, जबकि द्रव्यमान संख्या एक निश्चित पूर्णांक होती है।

विभिन्न प्रकार की परमाण्विक प्रजातियाँ			
परमाण्विक प्रजातियाँ	**समानतायें**	**असमानतायें**	**उदाहरण**
समस्थानिक (Isotopes) (Soddy)	(i) परमाणु संख्या (Z) (ii) प्रोटॉन संख्या (iii) इलेक्ट्रॉन संख्या (iv) इलेक्ट्रोनिक विन्यास (v) रासायनिक गुण (vi) आवर्त सारणी में स्थान	(i) द्रव्यमान संख्या (A) (ii) न्यूट्रॉनों की संख्या (iii) भौतिक गुण	(i) ${}_1^1H$, ${}_1^2H$, ${}_1^3H$ (ii) ${}_8^{16}O$, ${}_8^{17}O$, ${}_8^{18}O$ (iii) ${}_{17}^{35}\mathrm{Cl}$, ${}_{17}^{37}\mathrm{Cl}$
समभारी (Isobars)	(i) द्रव्यमान संख्या (A) (ii) न्यूक्लियॉन संख्या	(i) परमाणु संख्या (Z) (ii) प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन व न्यूट्रॉन संख्या (iii) इलेक्ट्रोनिक विन्यास (iv) रासायनिक गुण (v) आवर्त सारणी में स्थान	(i) ${}_{18}^{40}\mathrm{Ar}$, ${}_{19}^{40}\mathrm{K}$, ${}_{20}^{40}\mathrm{Ca}$ (ii) ${}_{52}^{130}\mathrm{Te}$, ${}_{54}^{130}\mathrm{Xe}$, ${}_{56}^{130}\mathrm{Ba}$
समन्यूट्रॉनिक (Isotones)	न्यूट्रॉनों की संख्या	(i) परमाणु संख्या (ii) द्रव्यमान संख्या, प्रोटॉन तथा इलेक्ट्रॉन (iii) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (iv) भौतिक व रासायनिक गुण (v) आवर्त सारणी में स्थान	(i) ${}_{14}^{30}\mathrm{Si}$, ${}_{15}^{31}\mathrm{P}$, ${}_{16}^{32}\mathrm{S}$ (ii) ${}_{19}^{39}\mathrm{K}$, ${}_{20}^{40}\mathrm{Ca}$ (iii) ${}_1^3\mathrm{H}$, ${}_2^4\mathrm{He}$ (iv) ${}_6^{13}\mathrm{C}$, ${}_7^{14}\mathrm{N}$
आइसोडायफर (Isodiaphers)	समस्थानिक संख्या ($N-Z$) या ($A-2Z$)	(i) परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या, इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन व न्यूट्रॉन (ii) भौतिक व रासायनिक गुण	(i) ${}_{92}U^{235}$, ${}_{90}Th^{231}$ (ii) ${}_{19}K^{39}$, ${}_9F^{19}$ (iii) ${}_{29}\mathrm{Cu}^{65}$, ${}_{24}\mathrm{Cr}^{55}$
समइलेक्ट्रॉनिक (Isoelectronic)	(i) इलेक्ट्रॉन संख्या (ii) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	परमाणु संख्या, द्रव्यमान संख्या तथा त्रिज्यायें	(i) $N_2O, CO_2, CNO^-(22e^-)$ (ii) $CO, CN^-, N_2(14e^-)$ (iii) $H^-, He, Li^+, Be^{2+}(2e^-)$ (iv) $P^{3-}, S^{2-}, Cl^-, Ar, K^+$ and Ca^{2+} ($18e^-$)
आइसोस्टर (Isosters)	(i) परमाणुओं की संख्या (ii) इलेक्ट्रॉन संख्या (iii) भौतिक व रासायनिक गुण		(i) N_2 एवं CO (ii) CO_2 एवं N_2O (iii) HCl एवं F_2 (iv) CaO एवं MgS (v) C_6H_6 एवं $B_3N_3H_6$

परमाणु मॉडल और उनकी सीमाएँ
Atomic models and their limitations

थॉमसन मॉडल (Thomson's model)

(1) थॉमसन के अनुसार इलेक्ट्रॉन धन आवेश में इस प्रकार धंसे हुए हैं जैसे तरबूज में बीज धंसे रहते हैं।



सम्पूर्ण गोले पर फैला हुआ धनावेश

(2) थॉमसन मॉडल परमाणु स्पैक्ट्रम की उत्पत्ति की व्याख्या करने में असफल रहा। इसके द्वारा रदरफोर्ड के α-कण प्रकीर्णन प्रयोग को नहीं समझाया जा सकता।

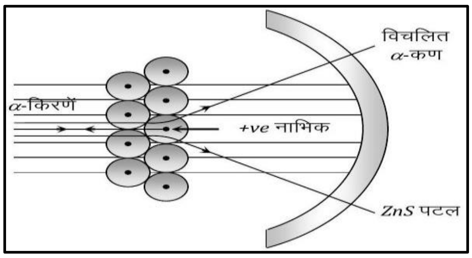
रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल (Rutherford's nuclear model)

(1) रदरफोर्ड ने तीव्र वेग वाले धनावेशित α-कणों की परमाणुओं पर बमबारी द्वारा अनेक प्रयोग किये। उन्होंने स्वर्ण की पतली पन्नी पर रेडियम से निकलने वाले α-कणों द्वारा बमबारी की तथा प्रेक्षित किया कि,

(i) अधिकांश α-कण सीधी रेखा में गमन करते हैं।

(ii) कुछ, जो परमाणु के केन्द्र के अत्यधिक पास से गुजरते हैं, अपने पथ से बड़े कोणों पर विवर्तित हो जाते हैं।

(iii) बहुत कम वापस लौट जाते हैं।



(2) उपरोक्त प्रेक्षणों से इन्होंने निष्कर्ष निकाला कि, परमाणु दो भागों से मिलकर बना होता है,

(i) **नाभिक (Nucleus) :** यह परमाणु का धनावेशित छोटा भाग है। यह केन्द्र पर स्थित होता है तथा इसमें परमाणु का लगभग सम्पूर्ण भार संचित रहता है।

(ii) **बाह्य नाभिकीय भाग (Extra nuclear part) :** यह परमाणु का रिक्त भाग है। इस भाग में इलेक्ट्रॉन एक निश्चित पथ में बहुत उच्च वेग से गति करते हैं। यह मॉडल सौर तंत्र के समान है।

❖ **नाभिक के गुण (Properties of the nucleus)**

(i) नाभिक छोटा, भारी, परमाणु का धनावेशित भाग है, तथा परमाणु के केन्द्र में स्थित होता है।

(ii) परमाणु का कुल धन आवेश व लगभग समस्त द्रव्यमान परमाणु के केन्द्र में एक अति सूक्ष्म भाग में संचित रहता है।

(iii) नाभिक में न्यूट्रॉन तथा प्रोटॉन उपस्थित होते हैं, इसलिये इन कणों के संगठन को न्यूक्लियॉन कहते हैं।

(iv) नाभिक का आकार फर्मी में नापते हैं। (1 फर्मी $= 10^{-13}$ सेमी).

(v) नाभिक की त्रिज्या 1.5×10^{-13} सेमी से 6.5×10^{-13} सेमी की कोटि की होती है, अर्थात् 1.5 से 6.5 फर्मी। सामान्यतः नाभिक की त्रिज्या (r_n) निम्न सम्बन्ध द्वारा दी जाती है,

$r_n = r_o(= 1.4 \times 10^{-13} \text{ cm}) \times A^{1/3}$

यह प्रदर्शित करता है, कि नाभिक, परमाणु के कुल आकार का 10^{-5} सेमी होता है।

(vi) नाभिक का आयतन लगभग 10^{-39} सेमी ^{3} होता है, और परमाणु का 10^{-24} सेमी ^{3}, अर्थात्, परमाणु का आयतन नाभिक के आयतन का 10^{-15} गुना होता है।

(vii) नाभिक का घनत्व 10^{15} ग्राम सेमी $^{-3}$ या 10^8 टन सेमी $^{-3}$ या 10^{12} किग्रा / सीसी की कोटि का होता है। यदि न्यूक्लियस गोलाकार है, तब

$$\text{घनत्व} = \frac{\text{नाभिक का द्रव्यमान}}{\text{नाभिक का आयतन}}$$

$$= \frac{\text{द्रव्यमान संख्या}}{6.023 \times 10^{23} \times \frac{4}{3}\pi r^3}$$

❖ **रदरफोर्ड मॉडल के दोष**

(i) मैक्सवैल के विद्युत गतिकी (Electrodynamics) सिद्धान्त के अनुसार "एक गतिशील विद्युत आवेशित कण निरन्तर ऊर्जा का उत्सर्जन करता रहता है, जिससे उसकी ऊर्जा लगातार कम होती जाती है।"

◈ इस सिद्धान्त से यह निष्कर्ष निकाला जा सकता है कि नाभिक की परिक्रमा करता हुआ इलेक्ट्रॉन लगातार ऊर्जा का उत्सर्जन करेगा जिससे उसकी ऊर्जा कम होती चली जायेगी।

◈ इसके फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन कक्षा की त्रिज्या लगातार कम होती रहेगी और अंत में इलेक्ट्रॉन नाभिक में गिर पड़ेगा।

(ii) यह मॉडल परमाणुओं के रेखीय स्पेक्ट्रम की व्याख्या करने में असफल रहा।

बोहर का परमाणु मॉडल (Bohr's atomic model)

◈ बोहर ने परमाणु के रदरफोर्ड मॉडल के आवश्यक बिन्दुओं को बनाये रखा। हालाँकि परमाणुओं की स्थायित्वता के संदर्भ के लिये उसने स्थिर कक्षकों की परिकल्पना प्रस्तावित की थी। बोहर की मान्यतायें हैं।

(1) एक परमाणु में धनावेशित नाभिक होता है जो परमाणु के लगभग पूर्ण द्रव्यमान के लिये उत्तरदायी होता है।

(2) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित त्रिज्या वाले वृत्तीय कक्षकों की परिक्रमा करता है।

(3) कक्षक वह होते हैं जिनके लिये इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $h/2\pi$ का पूर्ण गुणन होता है जहाँ h प्लांक नियतांक है। यदि r, त्रिज्या के कक्षक में इलेक्ट्रॉन का वेग v है तथा द्रव्यमान m है, तब

$L = mvr = \frac{nh}{2\pi}; n = 1,2,3, \dots \dots \infty$

जहाँ L कक्षकीय कोणीय संवेग है एवं n कक्षकों की संख्या है। पूर्णांक n मुख्य क्वान्टम संख्या कहलाती है। यह समीकरण बोहर क्वान्टीकृत मान्यता कहलाता है।

(4) जब इलेक्ट्रॉन वृत्तीय कक्षकों में घूमता है तो वह ना तो ऊर्जा उत्सर्जित करता है ना ही ऊर्जा खोता है। ऐसे कक्षकों को स्थिर कक्षक कहते हैं। इस तरह से बोहर ने रदरफोर्ड की परमाणु की स्थायित्वता की समस्या को खत्म कर दिया । नाभिक से ऊर्जा स्तर की दूरी जितनी अधिक होगी उसके साथ जुड़ी ऊर्जा उतनी ही अधिक होगी। विभिन्न ऊर्जा स्तर सांख्यित किये जाते हैं। 1,2,3,4.. एवं $K, L, M, N, \dots$ इत्यादि कहलाते हैं।

(5) मूलतः एक इलेक्ट्रॉन नियत स्थिर अवस्था या कक्षक में सतत् घूमता है। परमाणु की यह अवस्था मूल अवस्था कहलाती है। जब इलेक्ट्रॉन को ऊर्जा दी जाती है तो यह उच्च ऊर्जा स्तर पर पहुँच जाता है और यह अवस्था उत्तेजित अवस्था कहलाती है। जब इलेक्ट्रॉन उच्च से निम्न ऊर्जा स्तर पर आता है तो ऊर्जा उत्सर्जित होती है।

❖ **बोहर सिद्धान्त के लाभ एवं अनुप्रयोग**

(i) बोहर का सिद्धान्त संतुष्टीपूर्वक, एक इलेक्ट्रॉन वाली स्पीशीज (species) जैसे - हाइड्रोजन परमाणु, He^+, Li^{2+} आदि के स्पेक्ट्रम की व्याख्या करता है।

(ii) बोहर के ऑर्बिट की त्रिज्या की गणना : बोहर के अनुसार, ऑर्बिट की त्रिज्या जिसमें इलेक्ट्रॉन घूम रहे हैं,

$r_n = \left[\frac{h^2}{4\pi^2 me^2 k}\right] \cdot \frac{n^2}{Z}$

◈ जहाँ, $n =$ ऑर्बिट संख्या,

◈ $m =$ द्रव्यमान संख्या $[9.1 \times 10^{-31}$ किग्रा.$]$,

◈ $e =$ इलेक्ट्रॉन पर आवेश $[1.6 \times 10^{-19}]$,

- Z = तत्व का परमाणु क्रमांक,
- k = कूलॉम्बिक स्थिरांक $[9 \times 10^9 \mathrm{Nm^2c^{-2}}]$
- m, e, k, h, का मान रखने पर,
- $r_n = \frac{n^2}{Z} \times 0.529\text{Å}$ या $r_n = \frac{n^2}{Z} \times 0.0529$ नेनो मीटर

(iii) इलेक्ट्रॉन के वेग की गणना

$$V_n = \frac{2\pi e^2 ZK}{nh}, V_n = \left[\frac{Ze^2}{mr}\right]^{\frac{1}{2}}$$

$V_n = \frac{2.188\times10^8 Z}{n}$ सेमी सेकण्ड $^{-1}$

(iv) बोहर ऑर्बिट में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा की गणना

इलेक्ट्रॉन की कुल ऊर्जा = इलेक्ट्रॉन की K.E. + P.E.

$= \frac{kZe^2}{2r} - \frac{kZe^2}{r} = -\frac{kZe^2}{2r}$

- r का मान प्रतिस्थापित करने पर

$E = \frac{-2\pi^2 mZ^2e^4k^2}{n^2h^2}$

- जहाँ, $n = 1,2,3 \ldots\ldots\ldots\infty$
- m, e, k, h और π का मान रखने पर

$E = 21.8 \times 10^{-12} \times \frac{Z^2}{n^2}$ अर्ग प्रति परमाणु

$= -21.8 \times 10^{-19} \times \frac{Z^2}{n^2}$ जूल प्रति परमाणु $(1J = 10^7$ अर्ग)

$E = -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2}$ eV प्रति परमाणु

$(1\text{eV} = 1.6 \times 10^{-19}\ \text{J})$

$= -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2}$ किलो कैलोरी / मोल (1 cal = 4.18)

- अथवा $\frac{-1312}{n^2} Z^2$ किलो जूल मोल $^{-1}$
- जब एक इलेक्ट्रॉन बाह्य ऑर्बिट (उच्च ऊर्जा) n_2 से अन्तः ऑर्बिट (निम्न ऊर्जा) n_1, में कूदता है, तब विकिरण के रूप में ऊर्जा उत्सर्जित होती है, जिसे प्रदर्शित करते हैं

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1} = \frac{2\pi^2k^2me^4Z^2}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$\Rightarrow \Delta E = 13.6Z^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) eV / \text{परमाणु}$$

- जैसा कि हम जानते हैं,

$E = h\bar{v}, c = v\lambda$ और $\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{hc}$,

$$= \frac{2\pi^2k^2me^4Z^2}{ch^3}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

- इसे ऐसे भी प्रदर्शित कर सकते हैं,

$\frac{1}{\lambda} = \bar{v} = RZ^2\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

- जहाँ, $R = \frac{2\pi^2k^2me^4}{ch^3}$;

R रिडबर्ग नियंताक है इसका मान 109678 सेमी $^{-1}$ होता है ।

- उपरोक्त अभिक्रिया में ऋणात्मक चिन्ह दर्शाता है कि इलेक्ट्रॉन एवं नाभिक एक बन्द तन्त्र निर्मित करते हैं अर्थात् इलेक्ट्रॉन नाभिक की तरफ आकर्षित होता है। इस प्रकार, यदि इलेक्ट्रॉन को नाभिक से दूर ले जाया जाये तो ऊर्जा प्रवाहित करनी पड़ेगी। $n = 1$ कक्षक में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा मूल अवस्था ऊर्जा कहलाती है, और $n = 2$ कक्षक में यह प्रथम उत्तेजित अवस्था ऊर्जा कहलाती है। जब $n = \infty$ तब $E = 0$ जो आयनीकृत परमाणु के संगत होती है अर्थात् इलेक्ट्रॉन और नाभिक अनंतीय पृथक होते हैं $H \rightarrow H^+ + e^-$(आयनीकरण)।

- **क्वांटीकरण के लिए स्पेक्ट्रल प्रमाण (Spectral evidence for quantisation) (बोहर परमाणु मॉडल के आधार पर हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम की व्याख्या)**

(i) इलेक्ट्रॉन जब कोषों को परिवर्तित करता है, तब उत्सर्जन या अवषोषण वर्णक्रम प्राप्त होता है जिसे फोटोग्राफिक प्लेट पर देखा जाता है । हाइड्रोजन का प्रकाषीय वर्णक्रम निम्न प्रकार की रेखाओं से मिलकर बना होता है। लाइमन श्रेणी, बामर श्रेणी, पाष्चन श्रेणी, ब्रैकेट श्रेणी, फुण्ड श्रेणी और हेम्फ्री श्रेणी।

(ii) विभिन्न H-लाइन की तरंगदैर्ध्य निकालने के लिए रिट्ज ने निम्नलिखित समीकरण दिया,

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = \frac{v}{c} = R\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$$

जहाँ, Z = परमाणु क्रमांक, $R = \frac{2\pi^2me^4}{ch^3}$ = रिडबर्ग नियतांक

- इसका सैद्धान्तिक मान = 109,737 से.मी. $^{-1}$
- इसका प्रायोगिक मान = 109,677.581 से.मी. $^{-1}$
- सैद्धान्तिक और प्रायोगिक मान के बीच यह अद्भुत संबंध, बोहर मॉडल की अच्छी उपलब्धि है।

(iii) यद्यपि H-परमाणु केवल एक इलेक्ट्रॉन का बना होता है, फिर भी इसके स्पेक्ट्रम में बहुत सी रेखाएँ दिखती हैं,

(iv) हाइड्रोजन की महत्वपूर्ण स्पेक्ट्रल श्रेणियों का तुलनात्मक अध्ययन, तालिका में दिया गया है

(v) यदि एक इलेक्ट्रॉन n^{th} उत्तेजित अवस्था से विभिन्न ऊर्जा स्तर को आता है, तब अधिकतम प्राप्त होने वाली स्पेक्ट्रल रेखाएँ होगी $\frac{n(n-1)}{2}$ जहाँ n = मुख्य क्वाण्टम संख्या

- यदि $n = 6$ तब स्पेक्ट्रल लाइनों की कुल संख्या

$$= \frac{6(6-1)}{2} = \frac{30}{2} = 15$$

(vi) बोहर सिद्धान्त हाइड्रोजन परमाणु की स्पेक्ट्रल रेखाओं के स्रोत की सही व्याख्या करता है।

- **बोहर के परमाणु मॉडल की कमियाँ (Failure of Bohr model)**

(i) यह मॉडल एक से अधिक इलेक्ट्रॉन वाले तत्वों की व्याख्या नहीं कर सकता है। केवल एक इलेक्ट्रॉन स्पेशीज जैसे हाइड्रोजन परमाणु, $\mathrm{He^{+1}}$ आयन, $\mathrm{Li^{+2}}$ आयन $\mathrm{Be^{+3}}$ आयन आदि की ही व्याख्या कर सकता है। यह बहु इलेक्ट्रॉनीय परमाणु की व्याख्या करने में असफल रहा।

(ii) यह सिद्धान्त केवल परमाणु में वृत्ताकार कक्षों की ही व्याख्या कर सकता है, दीर्घ वृत्ताकार (Elliptical) कक्षों की नहीं।

(iii) चुम्बकीय क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का और महीन रेखाओं में विभाजन, जिसे जीमेन प्रभाव (Zeeman effect) कहते हैं, को समझाने में यह असफल रहा।

(iv) विद्युत क्षेत्र में स्पेक्ट्रमी रेखाओं का और महीन रेखाओं में विभाजन, जिसे स्टार्क प्रभाव (Stark effect) कहते हैं, को समझाने में असफल रहा।

(v) यह हाइजेनबर्ग के अनिश्चितता के सिद्धान्त की व्याख्या भी नहीं कर सका तथा इसके द्वारा तत्वों के वर्गीकरण व उनके गुणों में आवर्तिता को कोई आधार नहीं दिया जा सका।

(vi) इस सिद्धान्त द्वारा स्पेक्ट्रम की सूक्ष्म संरचना की व्याख्या व स्पेक्ट्रम की रेखाओं की तीव्रता की गणना नहीं की जा सकती।

क्रमांक	स्पेक्ट्रा श्रेणी	क्षेत्र जिसमें पायी जाती है	संक्रमण $n_2 > n_1$	$\lambda_{max} = \frac{n_1^2 n_2^2}{(n_2^2 - n_1^2)R}$	$\lambda_{min} = \frac{n_1^2}{R}$	$\frac{\lambda_{max}}{\lambda_{min}} = \frac{n_2^2}{n_2^2 - n_1^2}$
(1)	लाइमन श्रेणी	पराबैंगनी क्षेत्र	$n_1 = 1$ $n_2 = 2,3,4 \dots \infty$	$n_1 = 1$ and $n_2 = 2$ $\lambda_{max} = \frac{4}{3R}$	$n_1 = 1$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{1}{R}$	$\frac{4}{3}$
(2)	बामर श्रेणी	दृश्य क्षेत्र	$n_1 = 2$ $n_2 = 3,4,5 \dots \infty$	$n_1 = 2$ and $n_2 = 3$ $\lambda_{max} = \frac{36}{5R}$	$n_1 = 2$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{4}{R}$	$\frac{9}{5}$
(3)	पाश्चन श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 3$ $n_2 = 4,5,6 \dots \infty$	$n_1 = 3$ and $n_2 = 4$ $\lambda_{max} = \frac{144}{7R}$	$n_1 = 3$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{9}{R}$	$\frac{16}{7}$
(4)	ब्रेकेट श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 4$ $n_2 = 5,6,7 \dots \infty$	$n_1 = 4$ and $n_2 = 5$ $\lambda_{max} = \frac{16 \times 25}{9R}$	$n_1 = 4$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{16}{R}$	$\frac{25}{9}$
(5)	फुण्ड श्रेणी	अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 5$ $n_2 = 6,7,8 \dots \infty$	$n_1 = 5$ and $n_2 = 6$ $\lambda_{max} = \frac{25 \times 36}{11R}$	$n_1 = 5$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{25}{R}$	$\frac{36}{11}$
(6)	हेम्फ्री श्रेणी	दूर अवरक्त क्षेत्र	$n_1 = 6$ $n_2 = 7,8 \dots \infty$	$n_1 = 6$ and $n_2 = 7$ $\lambda_{max} = \frac{36 \times 49}{13R}$	$n_1 = 6$ and $n_2 = \infty$ $\lambda_{min} = \frac{36}{R}$	$\frac{49}{13}$

इलेक्ट्रॉन की द्वैती प्रकृति (Dual nature of eletron)

(1) 1924 में, एक फ्रांसीसी भौतिक वैज्ञानिक लुईस डी. ब्रोगली (Louis de Broglie) ने प्रस्तावित किया कि यदि प्रकाश की प्रकृति कण और तरंग (Wave), दोनों की तरह होती है तो उसी प्रकार यह द्वैत प्रकृति द्रव्य के लिये भी सत्य होनी चाहिये।

(2) प्रकाश किरणों और एक्स किरणों के व्यतिकरण (Interference) तथा विवर्तन (Diffraction) के आधार पर इनके तरंग स्वरूप की पुष्टि होती है। साथ ही विकिरण से सम्बन्धित बहुत से तथ्यों का स्पष्टीकरण तभी संभव है, जबकि प्रकाश की किरण पुंज, ऊर्जा कणिकाएँ (Energy corpuscles) अथवा फॉटोन (Photons) से मिलकर बनी हों, जिनका वेग 3×10^{10} सेमी./सेकण्ड हो।

(3) डी-ब्रोगली के अनुसार किसी इलेक्ट्रॉन का तरंगदैर्ध्य λ उसके संवेग (p) के व्युत्क्रमानुपाती (Inversely proportional) होता है। $\lambda = \frac{h}{mv}$,

◈ यहाँ h = प्लांक नियतांक है, p = इलेक्ट्रॉन का संवेग है।
$\because$ संवेग (p) = द्रव्यमान (m) × वेग (c)

◈ अत: $\lambda = \frac{h}{mc}$ यह डी-ब्रोगली समीकरण कहलाती है।

(4) उपरोक्त सम्बन्ध की पुष्टि आइन्सटीन के समीकरण, प्लांक के क्वाण्टम सिद्धान्त तथा प्रकाश के तरंग सिद्धान्त द्वारा निम्न प्रकार से की जा सकती है,

$E = hv = \frac{h.c}{\lambda}\left(\because v = \frac{c}{\lambda}\right)$

◈ आइन्सटीन का समीकरण $E = mc^2$

◈ यहाँ E = ऊर्जा, m = पिण्ड का द्रव्यमान तथा c इसका वेग है।
$\therefore E = hv$ होता है (प्लांक के क्वाण्टम सिद्धान्त के अनुसार)
तथा $c = v\lambda$ होता है (प्रकाश के तरंग सिद्धान्त के अनुसार)
$\therefore v = \frac{c}{\lambda}$ या $E = h \times \frac{c}{\lambda}$,

◈ किन्तु आइन्सटीन समीकरण के अनुसार,
$E = mc^2 = h \times \frac{c}{\lambda}$ या
$mc = \frac{h}{\lambda}$ या
$\frac{hc}{\lambda} = mc^2$ या $\lambda = \frac{h}{mc}$

(5) उपरोक्त समीकरण से स्पष्ट है कि m व c अथवा दोनों बढ़ाने पर λ का मान घटता है। अत्यधिक वेग से गतिमान वायुयान तथा क्रिकेट गेंद जैसी अनेक गतिशील वस्तुओं का तरंगदैर्ध्य उनके बहुत अधिक द्रव्यमान के कारण बहुत कम होता है।

$$\frac{1}{2}mv^2 = eV; m^2v^2 = 2eVm$$

$$mv = \sqrt{2eVm} = P; \lambda = \frac{h}{\sqrt{2eVm}}$$

(7) डी ब्रोगली समीकरण सभी द्रव पदार्थों पर लागू होती है किन्तु इसकी महत्ता सूक्ष्म कणों के लिये है। दैनिक जीवन में हम बड़े पदार्थो के सम्पर्क में रहते हैं, अतः दैनिक जीवन में डी ब्रोगली समीकरण का कोई महत्व नहीं है।

डी-ब्रोगली समीकरण (De Broglie equation)

- डी-ब्रोगली के अनुसार नाभिक के चारों ओर चक्कर काटने वाले इलेक्ट्रॉन का तरंग रूप है, जो नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार कोशों में प्रवाहित होता है। यदि इलेक्ट्रॉन को तरंग माने, तब बोहर की क्वाण्टम शर्त जो उसने अपने सिद्धान्त में दी है, उसे आसानी से प्राप्त कर सकते हैं। यदि वृत्ताकार कोश की त्रिज्या r है तो इसकी परिधि $2\pi r$ होगी।
  $2\pi r = n\lambda$ या $\lambda = \frac{2\pi r}{n}$
  या $2\pi r = \frac{nh}{p}\left[\because \frac{h}{p} = \lambda\right.$ डी-ब्रोगली समीकरण]
- $2\pi r = n\lambda$
- [यहाँ $n =$ कुल तरंगों की संख्या $1,2,3,4,5, \dots \dots \infty$,
  $\lambda =$ तरंगदैर्ध्य]
  $\because 2\pi r = \frac{nh}{mv}$ या $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ $\because mvr =$ कोणीय संवेग है।
- अतः $mvr =$ कोणीय संवेग, $\frac{h}{2\pi}$ का पूर्ण गुणांक होता है।
- उपरोक्त विवरण स्पष्ट करता है कि डी-ब्रोगली के अनुसार तरंग संकल्पना तथा बोहर की परिकल्पना में समानता है।

हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता सिद्धान्त (Heisenberg's uncertainity principle)

- इस सिद्धान्त के अनुसार इलेक्ट्रॉन जैसे अत्यन्त सूक्ष्म कण की यथार्थ स्थिति (Position) तथा यथार्थ संवेग (Momentum) प्रयोगों द्वारा एक साथ ज्ञात करना असम्भव है। अतः किसी क्षण इलेक्ट्रॉन की स्थिति जितनी अधिक परिशुद्धता के साथ ज्ञात की जायेगी, उसके संवेग को ज्ञात करने में परिशुद्धता उतनी ही कम होगी।
- इस सिद्धान्त का गणितीय रूप है, $\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$
- जहाँ $\Delta x =$ स्थिति की अनिश्चितता $\Delta p =$ संवेग की अनिश्चितता
  $h =$ प्लांक नियतांक
  $\because \Delta p = m\Delta v$ होता है। अतः वेग की अनिश्चितता भी ज्ञात की जा सकती है।
  $\Delta x . m\Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$ या
  $\Delta x \times \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}\Delta E$ या
  $\Delta E . \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$
- उपरोक्त सिद्धान्त से यह स्पष्ट है कि यदि इलेक्ट्रॉन कण की स्थिति का बिल्कुल ठीक-ठीक निर्धारण किया जाये तो उसके वेग में अनिश्चितता होगी तथा यदि इलेक्ट्रॉन तरंग का वेग बिल्कुल ठीक-ठीक निर्धारित किया जाता है तो उसकी स्थिति में अनिश्चितता होगी।

श्रोडिन्जर तरंग समीकरण (Schrodinger wave equation)

(1) 1926 में Erwin Schrödinger ने श्रोडिन्जर तरंग समीकरण दिया जो कि इलेक्ट्रॉन की द्वैती प्रकृति पर आधारित है।

(2) इसमें इलेक्ट्रॉन को त्रिविमीय तरंग की तरह दर्शाया गया है।

(3) इलेक्ट्रॉन की नाभिक के चारों ओर पाए जाने की प्रायिकता श्रोडिन्जर तरंग समीकरण द्वारा दी जा सकती है, जो निम्नवत् है

$$\frac{\partial^2\Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

- जहाँ x, y और z तीन कार्तीय निर्देशांक हैं, $m =$ इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान, $h =$ प्लांक स्थिरांक,
- $E =$ कुल ऊर्जा, $V =$ इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा, $\Psi =$ तरंग फलन, $\partial =$ सूक्ष्म परिवर्तनांक।

(4) श्रोडिन्जर तरंग समीकरण को निम्न प्रकार से भी लिख सकते हैं:

$$\nabla^2\Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - V)\Psi = 0$$

जहाँ $\nabla =$ लेप्लेशियन ऑपरेटर।

(5) Ψ और Ψ^2 का भौतिक महत्व

- Ψ इलेक्ट्रॉन तरंग के आयाम को प्रदर्शित करता है।
  उदाहरण $\Psi = \Psi(x, y, z \dots \dots$ गुना)
- Ψ^2 इलेक्ट्रॉन के किसी बिन्दु पर पाये जाने की प्रायिकता को प्रदर्शित करता है।
- यदि Ψ^2 अधिकतम है, तब इलेक्ट्रॉन के नाभिक के चारों ओर पाए जाने की प्रायिकता भी अधिकतम होगी। वह स्थान जहाँ इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायकिता अधिकतम होती है, परमाणु कक्षक कहलाते हैं।
- इस समीकरण का हल संख्याओं का एक समुच्चय देता है जिन्हें क्वाण्टम संख्या कहते हैं।
- यह समीकरण क्वांटम यांत्रिकी का आधार है और यह इलेक्ट्रॉन के व्यवहार को सही ढंग से समझाता है।
- यह समीकरण केवल सूक्ष्म कणों (microscopic particles) जैसे इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन आदि पर लागू होता है, बड़े पिंडों पर नहीं।
- श्रोडिन्जर समीकरण का हल करने पर हमें ऑर्बिटल (Atomic Orbitals) प्राप्त होते हैं, जैसे: s, p, d, f ऑर्बिटल
- प्रत्येक ऑर्बिटल की एक निश्चित ऊर्जा (energy) और आकृति (shape) होती है।
- Ψ^2 का अधिकतम मान जिस क्षेत्र में होता है, वही क्षेत्र ऑर्बिटल (Orbital) कहलाता है, न कि निश्चित कक्षा (orbit)।

क्वाण्टम संख्याएँ (Quantum number)

◈ एक परमाणु में प्रत्येक कक्षक तीन क्वान्टम संख्याओं (n, l, m) के समुच्चय द्वारा दर्शाया जाता है और प्रत्येक इलेक्ट्रॉन चार क्वान्टम संख्याओं (n, l, m एवं s) के समुच्चय द्वारा दर्शाया जाता है।

(1) मुख्य क्वान्टम संख्या (Principle quantum number) (n)

(i) यह बोहर द्वारा प्रस्तावित की गई एवं ' n ' द्वारा दर्शाई जाती है।
(ii) यह इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच औसत दूरी बताती है अर्थात् यह परमाणु का आकार बताती है।
(iii) यह कक्षक में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा बताती है जहाँ इलेक्ट्रॉन उपस्थित रहता है।
(iv) एक कक्षक में इलेक्ट्रॉन की अधिकतम संख्या $2n^2$. द्वारा प्रदर्शित की जाती है। ज्ञात तत्वों के परमाणुओं में कोई भी ऊर्जा कोश 32 इलेक्ट्रॉनों से अधिक नहीं रखता ।
(v) यह K, L, M, N---------ककक्षकों की सूचना देता हैं।
(vi) मुख्य क्वान्टम संख्या द्वारा कोणीय संवेग की गणना भी की जा सकती है।

(2) द्विगंशी क्वांटम संख्या (Azimuthal quantum number) (l)

(i) यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के उपकोश के बारे में बताती है कि अमुक इलेक्ट्रॉन कौन से उपकोश से सम्बन्धित है।
(ii) परमाणु में कोश, उपकोशों के बने होते हैं, जो $s < p < d < f$ होते हैं।
(iii) इस क्वाण्टम संख्या को l से प्रदर्शित करते हैं।
(iv) यह क्वाण्टम संख्या आकृति (Shape) निर्धारित करती है।
(v) स्पेक्ट्रम में जो विभिन्न रेखाएँ दिखाई देती हैं, उनके प्रथम अक्षर को उपकोश द्वारा प्रदर्शित करते हैं। जैसे Sharp, Principal, Diffused व Fundamental को क्रमशः s, p, d व f उपकोशों से प्रदर्शित करते हैं। f के बाद उपकोशों को अंग्रेजी के वर्णक्रमानुसार g, h, i, j द्वारा व्यक्त किया जाता है।

◈ l के मान विभिन्न उपकोशों के लिये निश्चित होते हैं चाहे वे किसी भी कोश में उपस्थित हों।

l का मान	=	0	1	2
उपकोशों के नाम	=	s	p	d
उपकोशों की	=	Spherical	Dumbbell	Double dumbbell

(vi) यदि

$l = 0 \rightarrow s$ उपकोश → गोलाकार (Spherical)
$l = 1 \rightarrow p$ उपकोश → डम्बल (Dumb bell)
$l = 2 \rightarrow d$ उपकोश → द्विडम्बल (Double dumb bell)
$l = 3 \rightarrow f$ उपकोश → जटिल (Complex)

◈ n का मान 1 से प्रारम्भ होता है जबकि l का मान शून्य से प्रारम्भ होता है। अतः l का अधिकतम मान $n - 1$ के बराबर होता है।
s - उपकोश → 2 इलेक्ट्रॉन d - उपकोश → 10 इलेक्ट्रॉन
p-उपकोश → 6 इलेक्ट्रॉन f-उपकोश → 14 इलेक्ट्रॉन

(vii) ' n ' व ' l ' के मान समान नहीं हो सकते हैं।

(3) चुम्बकीय क्वान्टम संख्या (Magnetic quantum number) (m)

(i) यह जीमेन द्वारा प्रस्तावित की गई तथा ' m ' द्वारा प्रदर्शित की जाती है।
(ii) यह उपकोशों की अभिविन्यास की संख्या बताती है।
(iii) m का मान $-l$ से $+l$ तक होता है इसमें शून्य भी शामिल है।
(iv) यह चुम्बकीय क्षेत्र में वर्णक्रम रेखाओं का विभाजन भी बताती है अर्थात् यह क्वान्टम संख्या जीमेन प्रभाव को भी सिद्ध करती है।
(v) ' n ' के दिये गये मान के लिये ' m ' के कुल मान n^2 के बराबर होते हैं।
(vi) ' l ' के दिये गये मान के लिये ' m ' के कुल मान ($2l + 1$). के बराबर होते हैं।
(vii) समभ्रंश कक्षक (Degenerate orbitals) : समान ऊर्जा वाले कक्षक समभ्रंश कक्षक कहलाते हैं उदाहरण p उपकोश के लिये $p_x p_y p_z$
(viii) s उपकोश के लिये समभ्रंश उपकोशों की संख्या $= 0$ ।

(4) चक्रण क्वाण्टम संख्या (Spin quantum number) (s)

(i) यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के चक्रण के बारे में बताती है।
(ii) s का मान $1/2$ होता है। यह क्वाण्टम संख्या इलेक्ट्रॉन के चक्रण की दिशा को बताती है।
(iii) यदि इलेक्ट्रॉन दक्षिणावर्त (Clockwise) चक्रण कर रहा हो तो $s = +\frac{1}{2}$ तथा चिन्ह (↑) होगा तथा वामावर्त चक्रण कर रहा हो तो $s = -\frac{1}{2}$ तथा (↓) चिन्ह होगा।
(iv) एक कक्षक में अधिकतम विपरीत चक्रण करते हुए दो इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं।
(v) इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग नाभिक के चारों ओर कोशों में घूमने के कारण ही नहीं अपितु अपने अक्ष पर स्वयं के चक्रण के कारण भी होता है। इलेक्ट्रॉन अपने अक्ष पर चक्रण करता है तो इसके कारण जो कोणीय संवेग होता है, उसे चक्रण कोणीय संवेग (μ_s) कहते हैं जिसका मान निम्न प्रकार से होता है;

$$\mu_s = \sqrt{s(s+1)} \times \frac{h}{2\pi}$$

यहाँ s चक्रण क्वाण्टम संख्या है। इस सूत्र में s का मान सदैव $\frac{1}{2}$ ही लिया जाता है। $\left(-\frac{1}{2}\right)$ नहीं।
(vi) s का मान (Value) एक इलेक्ट्रॉन को प्रदर्शित करता है।
(vii) m के एक मान के लिए चक्रण क्वाण्टम संख्या (s) के दो मान होंगे, क्योंकि एक कक्षक में दो इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं।

क्वान्टम स्तर पर इलेक्ट्रॉनों का वितरण				
n	l	m	कक्षको का संकेतन	उपकोश में कक्षको की संख्या
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3 p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

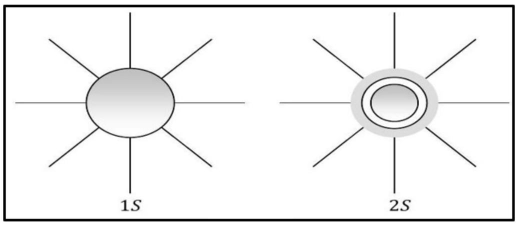
कक्षकों की आकृति (Shape of orbitals)

(1) s-कक्षक की आकृति

(i) इसकी सममित गोलाकार आकृति होती है और यह दिशाहीन होता है। इसमें नाभिक के चारों तरफ इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता समान होती है।

(ii) ' n ' का मान बढ़ने पर इसका आकार बढ़ जाता है। इस प्रकार आकार के क्रम में $1s < 2s < 3s < 4s$. आदि।

(iii) s-कक्षक रेडियल नोड या नोडल पृष्ठ कहलाते हैं। किन्तु 1 s कक्षक के लिये कोई रेडियल नोड नहीं होता है क्योंकि यह नाभिक से प्रारम्भ होता है।

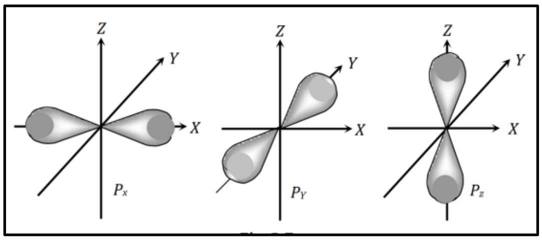


(2) ' p ' कक्षक की आकृति

(i) ' p ' कक्षक की आकृति डम्बैल होती है।

(ii) इस आकृति में दो पाली (Lobes) होती है और दोनों ही पालीयों में इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता समान हो सकती है। दोनों पालीयाँ एक नोडीय तल पर जुड़ी होती हैं जहाँ इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता लगभग शून्य होती है।

(iii) ' p ' उपकोशों के तीन अभिविन्यास (कक्षक) P_x, P_y, P_z होते हैं। ये एक दूसरे के लम्बवत् ($90°$ के कोण) होते हैं। अतः इनकी दिशात्मक प्रकृति होती है।



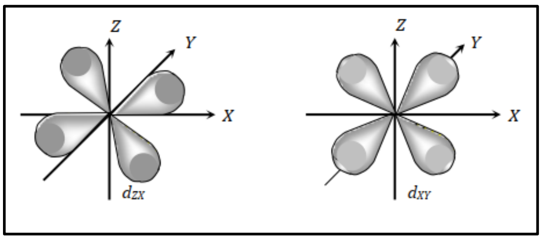
(3) 'd' कक्षक की आकृति

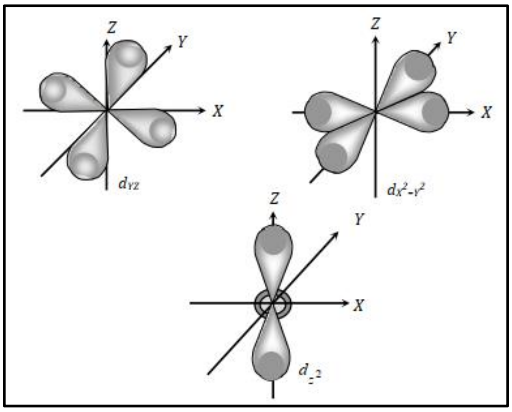
(i) 'd' उपकोश ($l = 2$) के लिए ' m ' के पाँच मान $-2, -1, 0, +1, +2$ हैं । यह दर्शाते हैं कि ' d ' कक्षक में पाँच कक्षक होते हैं। जैसे $d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$. ।

(ii) प्रत्येक d-कक्षक आकृति, आकार एवं ऊर्जा में सममित होता है।

(iii) d-कक्षक की आकृति डबल डम्बलाकार होती है।

(iv) इसमें दिशात्मक गुण होते हैं।





(4) f कक्षक की आकृति

(i) ' f-उपकोश ($l = 3$) के लिए ' m ' के सात मान $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ होते हैं। अतः इसके सात विन्यास (कक्षक) संभव हैं ।

$f_{x(x^2-y^2)}, f_{y(x^2-y^2)}, f_{z(x^2-y^2)}, f_{xyz}, f_{z^3}, f_{yz^2}$ and f_{xz^2}.

(ii) इसकी आकृति जटिल होती है।

विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरने के नियम
(Rules for filling of electrons in various shell)

- निम्नलिखित नियमों के अनुसार विभिन्न कक्षकों में इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं।

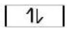
आफबाऊ सिद्धान्त

- यह नियम बताता है कि अद्ध अवस्था में परमाणु कक्षक बढ़ते हुए ऊर्जा के क्रम में भरते हैं अर्थात् अद्ध अवस्था में इलेक्ट्रॉन सर्वप्रथम उपलब्ध निम्न ऊर्जा वाले कक्षकों को भरते हैं। विभिन्न कक्षकों की ऊर्जा का बढ़ता क्रम है।
  (1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s <4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p........)

हुण्ड का (n+l) नियम

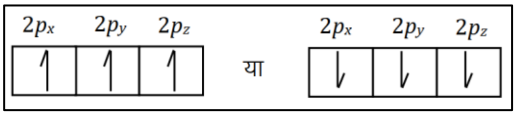
- उदासीन पृथक परमाणु में, एक कक्षक के लिये ($n + l$) का मान जितना कम होगा, उसकी ऊर्जा कम होती है। हालाँकि यदि दो विभिन्न प्रकार के कक्षकों में ($n + l$) का मान समान है तो कक्षक जिसकी n की मान कम होगा उसकी ऊर्जा भी कम होगी।

पाऊली का अपवर्जन नियम

- इस नियम के अनुसार "एक परमाणु में दो इलेक्ट्रॉन की सभी चारों क्वाण्टम संख्यायें समान नहीं होती हैं।"
- यदि एक परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन की क्वाण्टम संख्या $n = 1$, $l = 0, m = 0$ एवं $s = +1/2$ है तो दूसरे इलेक्ट्रॉन की चारों क्वाण्टम संख्या इसके समान नहीं हो सकती है। दूसरे शब्दों में, हम s के समान मान के साथ $1s$ कक्षक में दो इलेक्ट्रॉनों को नहीं रख सकते हैं।
- कक्षकीय आरेख  इलेक्ट्रॉन की सम्भावित व्यवस्था प्रदर्शित नहीं करता है।
- क्योंकि s, के केवल दो सम्भावित मान होते हैं, एक कक्षक में दो इलेक्ट्रॉन से ज्यादा नहीं हो सकते हैं।

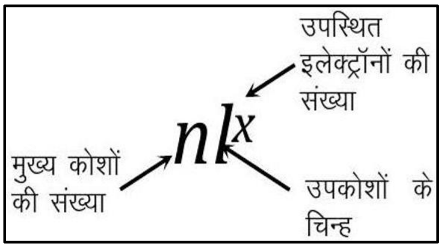
हुण्ड का अधिकतम बहुलता नियम

- यह नियम समान उपकोश के समभ्रश कक्षकों को भरने से सम्बन्धित है।
- इस नियम के अनुसार " p, d एवं f कक्षकों में इलेक्ट्रॉन युग्मन तब तक नहीं होगा जब तक एक दिये गये उपकोश में उपलब्ध कक्षकों में समान चक्रण वाले एक-एक इलेक्ट्रॉन नहीं भर जाते हैं।"
- यह इस तथ्य के कारण होता है। कि समान कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉन आवेश में सममित होते हैं एवं एक दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं। इलेक्ट्रॉन विभिन्न समभ्रंश कक्षकों में जाकर आपस में लगने वाले प्रतिकर्षण को न्यूनतम कर सकते हैं। कक्षकों के समभ्रंश समुच्चय में सभी अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों का समान चक्रण होता है।
- जैसा कि हम हुण्ड नियम को जानते हैं तो देखते है कि p कक्षकों में तीन इलेक्ट्रॉन कैसे व्यवस्थित होते हैं।
- याद रखने योग्य तथ्य यह है कि सभी कक्षकों में इलेक्ट्रॉन समान्तर चक्रण में आने चाहिए अर्थात् या तो वामावर्त या दक्षिणावर्त।



तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
(Electronic configuration of elements)

- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखने की उपरोक्त विधि कुछ कठिन है, इसलिए इसके स्थान पर परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखने के लिए निम्न संकेत का उपयोग करते हैं,



कुछ अनापेक्षित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

- कुछ अपवाद महत्वपूर्ण है क्योंकि वे सामान्य तत्व के साथ है **जैसे क्रोंमियम तथा कॉपर।**
- Cu में 29 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
  इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ होना चाहिए किन्तु वास्तव में विन्यास $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ है और ये अभिविन्यास अधिक स्थायी है।
- इसी तरह Cr का विन्यास $1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ की जगह $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ है।
- अर्धपूरित एवं पूर्णपूरित उपकोशों की अधिक स्थायित्वता के लिये उत्तरदायी कारक हैं,

(i) सममित वितरण (Symmetrical distribution) :

- यह अच्छी तरह जाना गया तथ्य है कि सममिति स्थायित्वता प्रदान करती है। इसलिये इलेक्ट्रॉनों के सममित वितरण के कारण समान उपकोशों के सभी कक्षक जिनका अभिविन्यास या तो पूर्णपूरित हो या अर्धपूरित हो स्थायी होते हैं।

(ii) विनियम ऊर्जा (Exchange energy) :

- समभ्रंश कक्षकों में उपस्थित समान्तर चक्रण वाले इलेक्ट्रॉन अपनी स्थिति में विनियम करते हैं। इस विनिमय के दौरान उत्सर्जित ऊर्जा विनिमय ऊर्जा कहलाती है। जब समभ्रंश कक्षक अर्धपूरित या पूर्णपूरित होते हैं तब विनिमयों की संख्या अधिकतम होती हैं, परिणामस्वरुप, विनियम ऊर्जा अधिक होती है तो स्थायित्वता भी अधिक होती है

परमाण्विक, आण्विक और तुल्यांकी द्रव्यमान (Atomic, molecular and Equivalent masses)

परमाण्विक द्रव्यमान (Atomic Mass)

◈ यह तत्व के परमाणु का आपेक्षिक औसत द्रव्यमान है जो कि कार्बन- 12 समस्थानिक के एक परमाणु के 1/12 भाग के बराबर होता है।

परमाण्विक द्रव्यमान $= \frac{\text{एक परमाणु का औसत द्रव्यमान}}{1/12 \times C^{12} \text{ के परमाणु का द्रव्यमान}}$

औसत परमाणु द्रव्यमान Average atomic mass

◈ यदि एक तत्व जिसके दो समस्थानिक जो कि अस्तित्व में हैं इनके द्रव्यमान क्रमशः ' a ' और ' b ' हैं जिनका अनुपात $m:n$ है तब औसत परमाण्विक द्रव्यमान $= \frac{(m\times a)+(n\times b)}{m+n}$ होगा चूँकि यह परमाण्विक द्रव्यमानों का अनुपात है अतः इसकी कोई इकाई नहीं है इसे amu द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।

◈ $1\text{amu} = 1.66 \times 10^{-24}$ ग्राम, एक परमाण्विक द्रव्यमान इकाई (amu) कार्बन-12 समस्थानिक के एक परमाणु के द्रव्यमान के $\frac{1}{12}$ वें भाग के बराबर होती है।

ग्राम परमाण्विक द्रव्यमान Gram atomic mass (GAM)

◈ एक तत्व के द्रव्यमान को ग्राम में ग्राम परमाण्विक द्रव्यमान या ग्राम परमाणु या मोल परमाणु कहते हैं।

(i) ग्राम परमाणुओं या मोल परमाणुओं की संख्या $= \frac{\text{एक तत्व का द्रव्यमान}}{\text{GAM}}$

(ii) ग्राम में एक तत्व का द्रव्यमान = ग्राम परमाणुओं की संख्या × GAM

(iii) 1 GAM में परमाणुओं की संख्या $= 6.02 \times 10^{23}$
∴ दिये गये पदार्थ में परमाणुओं की संख्या
$= \text{GAM संख्या} \times 6.02 \times 10^{23}$
$= \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{GAM}} \times 6.02 \times 10^{23}$

(iv) तत्व के 1 ग्राम में परमाणुओं की संख्या $= \frac{6.02\times10^{23}}{\text{परमाण्विक द्रव्यमान}}$

(v) तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान (ग्राम में) $= \frac{\text{GAM}}{6.02\times10^{23}}$

परमाण्विक द्रव्यमान के निर्धारण की विधियाँ (Methods of determination of atomic mass)

(i) डुलोंग और पेट्टि विधि

◈ डुलोंग और पेट्टि के नियम के अनुसार
परमाणु द्रव्यमान × विशिष्ट ऊष्मा = 6.4 (लगभग)
परमाणु द्रव्यमान (लगभग) $= \frac{6.4}{\text{विशिष्ट ऊष्मा (कैलोरी में)}}$

◈ यह नियम Be, B, C और Si को छोड़कर सभी ठोस तत्वों पर लागू होता है क्योंकि इनकी विशिष्ट ऊष्मा ताप के साथ परिवर्तित होती है।
परमाण्विक द्रव्यमान = तुल्यांकी द्रव्यमान × संयोजकता
संयोजकता $= \frac{\text{परमाण्विक द्रव्यमान (लगभग)}}{\text{तुल्यांकी द्रव्यमान}}$

(ii) वाष्प घनत्व विधि (Vapour density method) :

◈ यह उन तत्वों के लिए उपयोगी है जिनके क्लोराइड वाष्पशील होते हैं।

तत्व की संयोजकता $= \frac{\text{क्लोराइड का आण्विक द्रव्यमान}}{\text{क्लोराइड का तुल्यांकी द्रव्यमान}}$
$= \frac{2 \times \text{ क्लोराइड का वाष्प घनत्व}}{\text{धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान } + 35.5}$

◈ परमाणुक द्रव्यमान = धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान × संयोजकता

(iii) विशिष्ट ऊष्मा विधि (Specific heat method) :

◈ यह विधि केवल गैसों के लिए उपर्युक्त है, गैसों की विशिष्ट ऊष्मायें दो प्रकार की होती हैं C_P (स्थिर दाब पर) और C_v (स्थिर आयतन पर), C_P और C_v के अनुपात को γ कहते हैं जिसका मान स्थिर रहता है (1.66 एक परमाण्विक अणु के लिए, 1.40 द्विपरमाण्विक अणु के लिए और 1.33 गैस के त्रिपरमाण्विक अणु के लिए है)

◈ गैसीय तत्व का परमाण्विक द्रव्यमान $= \frac{\text{आण्विक द्रव्यमान}}{\text{परमाण्विकता}}$

(iv) समरूपता विधि (Isomorphism method) :

◈ यह समरूपता के नियम पर आधारित है इसके अनुसार यौगिक जिनकी जालक संरचना समान है उनका संघटन और रासायनिक सूत्र भी समान ही होगा।
उदाहरण : K_2SO_4, K_2CrO_4 और K_2SeO_4
(S, Cr, Se की संयोजकता $= 6$),
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O, MgSO_4 \cdot 7H_2O, FeSO_4 \cdot 7H_2O$
(Zn, Mg, Fe की संयोजकता=2)

आण्विक द्रव्यमान (molecular masses)

◈ किसी तत्व या यौगिक के एक अणु का द्रव्यमान इस प्रकार परिभाषित किया जा सकता है कि वह कार्बन- 12 के एक परमाणु के $\frac{1}{12}$ वें भाग से कितना गुना अधिक है चूँकि आण्विक द्रव्यमान एक अनुपात है अतः इसकी कोई इकाई नहीं है इसे a.m.u.से प्रदर्शित किया जाता है।

आण्विक द्रव्यमान $= \frac{\text{पदार्थ के एक अणु का द्रव्यमान}}{1/12 \times C-12 \text{ के एक परमाणु का द्रव्यमान}}$

◈ एक अणु का वास्तविक द्रव्यमान = आण्विक द्रव्यमान $\times 1.66 \times 10^{-24}$ ग्राम

◈ आण्विक द्रव्यमान पदार्थ का योगात्मक गुण है जिसका मान एक अणु में उपस्थित सभी परमाणुओं के परमाणु भारों का योगकर ज्ञात किया जा सकता है।

ग्राम आण्विक द्रव्यमान (GMM) और ग्राम मोलर आयतन

- एक तत्व या यौगिक का आण्विक द्रव्यमान जब ग्राम में प्रदर्शित किया जाता है तब इसे इसका ग्राम आण्विक द्रव्यमान, ग्राम अणु द्रव्यमान या मोल अणु द्रव्यमान कहते हैं।

  ग्राम अणुओं या मोल अणुओं की संख्या = $\frac{\text{पदार्थ का आयतन}}{\text{GMM}}$

  पदार्थ का ग्राम में आयतन = ग्राम अणुओं की संख्या × GMM
- STP पर किसी गैस के एक मोल का आयतन ग्राम मोलर आयतन कहलाता है इसका मान 22.4 लीटर होता है। STP पर एक मोल का आयतन = 22.4 लीटर होता है।

द्रव्यमान और घनत्व के लिए सम्बन्ध

- किसी गैस का STP पर 11.2 लीटर का द्रव्यमान,
  = गैस का वाष्प घनत्व ग्राम/ मि.ली.

  NTP पर गैस का घनत्व = $\frac{\text{ग्राम में आण्विक द्रव्यमान}}{\text{22400 मि.ली.}}$

महत्वपूर्ण तथ्य

- पदार्थ में परमाणुओं की संख्या
  = GMM की संख्या × 6.02×10^{23} × परमाण्विकता
- दिये गये पदार्थों में इलेक्ट्रोनों की संख्या
  = GMM की संख्या × 6.02×10^{23} × इलेक्ट्रॉनों की संख्या

आण्विक द्रव्यमान के निर्धारण की विधियाँ :

- आण्विक द्रव्यमान के निर्धारण के लिए निम्न विधियाँ उपयोग में आती हैं।

(i) विसरण विधि (Diffusion method) (गैसों के लिए) :

- दो गैसों की विसरण की दरों का अनुपात उनके आण्विक द्रव्यमानों के वर्गमूल के अनुपात के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

(ii) वाष्प घनत्व विधि (केवल गैसों के लिए) :

- वाष्प का निश्चित मात्रा का आयतन समान परिस्थितियों में हाइड्रोजन के निश्चित मात्रा के आयतन के तुल्य होता है इनके द्रव्यमानों का अनुपात वाष्प घनत्व या आपेक्षिक घनत्व कहलाता है।

  आण्विक द्रव्यमान = 2 × वाष्प घनत्व

(iii) विक्टर मेयर विधि (वाष्पशील द्रवों और ठोसों के लिए) :

- यह डॉल्टन के आंशिक दाब और ऐवोगेड्रो परिकल्पना (ग्राम मोलर आयतन) पर आधारित है।
- पदार्थ की वाष्प का 22400 मि.ली. = पदार्थ का आण्विक द्रव्यमान

(iv) अणुसंख्यक गुण पर आधारित विधि (अवाष्पशील ठोसों के लिए) :

- इसमें विलयन के अणुसंख्यक गुणधर्मों का अध्ययन करते हैं।

औसत परमाण्विक द्रव्यमान और आण्विक द्रव्यमान

- $\bar{A}$ (औसत परमाण्विक द्रव्यमान) = $\frac{\sum A_i X_i}{\sum X}$; $\bar{M}$ (औसत आण्विक द्रव्यमान) = $\frac{\sum M_i X_i}{\sum X}$
- जहाँ $A_1, A_2, A_3, \ldots$ 1,2,3 आदि स्पीशीज के परमाण्विक द्रव्यमान हैं इसके समान आण्विक द्रव्यमान भी हैं।

तुल्यांकी द्रव्यमान (Equivalent mass)

- यह पदार्थ के द्रव्यमान के अंशों की वह संख्या है जो 1.008 अंश हाइड्रोजन के द्रव्यमान या 8.0 अंश ऑक्सीजन के द्रव्यमान या 35.5 अंश क्लोरीन के द्रव्यमान को विस्थापित कर देती है इसे तुल्यांकी द्रव्यमान कहा जाता है।

  GEM की संख्या = $\frac{\text{ग्राम में पदार्थ का द्रव्यमान}}{\text{पदार्थ का GEM}}$

तुल्यांकी द्रव्यमान (EM) के लिए प्रदर्शित सूत्र

(i) तत्व का $EM = \frac{\text{परमाण्विक द्रव्यमान}}{\text{संयोजकता}}$

(ii) अम्ल का EM = $\frac{\text{आण्विक द्रव्यमान}}{\text{भारिम्मिकता या क्षारकता}}$

अम्ल की भास्मिकता अम्ल के एक अणु में उपस्थित विस्थापनशील हाइड्रोजन परमाणुओं की संख्या के बराबर होती है।

(iii) क्षार का EM = $\frac{\text{आण्विक द्रव्यमान}}{\text{अम्लीयता}}$

(क्षार की अम्लीयता क्षार के एक अणु में उपस्थित विस्थापनशील -OH समूह की संख्या के बराबर होती है)

(iv) लवण का EM = $\frac{\text{सूत्र द्रव्य मान}}{\text{कुल धन या ऋण आवेश}}$

(v) अपचायक का EM

$$= \frac{\text{सूत्र द्रव्यमान}}{\text{प्रति अणु क्षय इलेक्ट्रॉनों की संख्या या ऑक्सीकरण संख्या में कुल परिवर्तन}}$$

तुल्यांकी द्रव्यमान के निर्धारण की विधियाँ

(i) हाइड्रोजन विस्थापन विधि :

- धातु का वह द्रव्यमान जो कि 11200 मि.ली. के हाइड्रोजन को NTP पर अम्ल, क्षार या अल्कोहल से विस्थापित करा दे, धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान कहलाता है।

(a) धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान

$$= \frac{\text{धातु का द्रव्यमान}}{\text{विस्थापित } H_2 \text{ का द्रव्यमान}} \times 1.008$$

$$= \frac{W}{M} \times 1.008 \text{ ग्राम}$$

(b) धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान

$$= \frac{\text{धातु का द्रव्यमान}}{H_2 \text{ का STP पर आयतन (मि.ली.)}} \times 11200$$

$$= \frac{W}{V} \times 11200$$

(ii) ऑक्साइड निर्माण विधि :

- तत्व की वह मात्रा जो 8 ग्राम ऑक्सीजन से संयोग करती है उस तत्व का तुल्यांकी द्रव्यमान कहलाती है।

(a) तत्व का तुल्यांकी द्रव्यमान = $\frac{\text{धातु का द्रव्य मान}}{\text{ऑक्सीजन का द्रव्य मान}} \times 8$

(b) तत्व का तुल्यांकी द्रव्यमान

$$= \frac{\text{धातु का द्रव्यमान}}{\text{S.T.P. पर ऑक्सीजन का आयतन (मि.ली. में)}} \times 5600$$

(iii) क्लोराइड निर्माण विधि :

◈ तत्व का वह द्रव्यमान जो 35.5 ग्राम क्लोरीन से क्रिया करे, तत्व का तुल्यांकी द्रव्यमान कहलाता है।

(a) धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान $= \frac{\text{धातु का द्रव्यमान}}{\text{क्लोरीन का द्रव्यमान}} \times 35.5$

(b) धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान

$$= \frac{\text{धातु का द्रव्यमान}}{\text{STP पर क्लोरीन का मि.ली. में आयतन}} \times 11200$$

(iv) उदासीनीकरण विधि (अम्लों और क्षारों के लिए)

◈ अम्ल या क्षार का तुल्यांकी द्रव्यमान $= \frac{W}{V \times N}$

◈ जहाँ, $W =$ ग्राम में अम्ल या क्षार का द्रव्यमान है, $V =$ अम्ल या क्षार का उदासीनीकरण के लिए लीटर में आवष्यक आयतन है, $N =$ अम्ल या क्षार की नॉर्मलता है।

(v) धातु विस्थापन विधि :

◈ यह इस तथ्य पर आधारित है कि एक ग्राम, अधिक विद्युत धनात्मक धातु, एक ग्राम कम विद्युत धनात्मक धातु को इसके लवण विलयन से विस्थापित कर देती है।

$$\frac{\text{संयोजित धातु का द्रव्यमान}}{\text{विस्थापित धातु का द्रव्यमान}} = \frac{\text{संयोजित धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान}}{\text{विस्थापित धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान}};$$

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

(vi) विद्युतअपघटनी विधि (Electrolytic method) :

◈ 1 फैराडे विद्युत प्रवाहित करने पर पदार्थ की वह मात्रा जो इलेक्ट्रोड़ से क्रिया करती है अथवा इलेक्ट्रोड़ पर प्राप्त होती है वह इसके ग्राम तुल्यांक द्रव्यमान के समान होती है।

◈ ग्राम तुल्यांक द्रव्यमान = विद्युत रासायनिक तुल्यांक × 96500

◈ समान विद्युत प्रवाहित करने पर दो धातुओं के द्रव्यमानों का अनुपात जो कि इलेक्ट्रोड़ों पर जमा होते हैं वह उनके तुल्यांकी द्रव्यमानों के अनुपात में होता है।

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

(vii) द्वि-विखण्डन विधि

$$AB + CD \longrightarrow AD \downarrow + CB$$

$$\frac{AB \text{ यौगिक का द्रव्यमान}}{AD \text{ यौगिक का द्रव्यमान}}$$

$$= \frac{A \text{ का तुल्यांकी द्रव्यमान } + B \text{ का तुल्यांकी द्रव्यमान}}{A \text{ का तुल्यांकी द्रव्यमान } + D \text{ का तुल्यांकी द्रव्यमान}}$$

$$\text{या } \frac{\text{लिए गये लवण का द्रव्यमान } (W_1)}{\text{प्राप्त अवक्षेप का द्रव्यमान } (W_2)}$$

$$= \frac{\text{लवण का तुल्यांकी द्रव्यमान } (E_1)}{\text{अवक्षेपित अवस्था में लवण का तुल्यांकी द्रव्यमान } (E_2)}$$

(viii) परिवर्तनीय विधि

◈ जब धातु का एक यौगिक उसी धातु के दूसरे यौगिक में बदलता है तब-

$$\frac{\text{I यौगिक का द्रव्यमान } (W_1)}{\text{II यौगिक का द्रव्यमान } (W_2)}$$

$$= \frac{E + \text{I मूलक का तुल्यांकी द्रव्यमान}}{E + \text{II मूलक का तुल्यांकी द्रव्यमान}}$$

($E =$ धातु का तुल्यांकी द्रव्यमान)

(ix) वाष्पशील क्लोराइड विधि

◈ धातु की संयोजकता $= \frac{2\times \text{ क्लोराइड का वाष्प घनत्व}}{\text{धात्विक क्लोराइड का तुल्यांकी द्रव्यमान}}$

$$= \frac{2 \times \text{ V.D.}}{\text{E} + 35.5}$$

$$\therefore E = \frac{2 \times \text{ क्लोराइड का वाष्प घनत्व}}{\text{संयोजकता}} - 35.5$$

(x) सिल्वर लवण विधि (कार्बनिक अम्लों के लिए)

◈ अम्ल का तुल्यांकी द्रव्यमान

$$= \frac{108 \times \text{ सिल्वर लवण का द्रव्यमान}}{Ag \text{ धातु का द्रव्यमान}} - 107$$

◈ अम्ल का आण्विक द्रव्यमान = अम्ल का तुल्यांकी द्रव्यमान × भारिकता

मोल परिकल्पना
(Mole concept)

◈ किसी भी पदार्थ के एक मोल में किसी भी प्रकार के कणों की (परमाणु या अणु या आयनों) की एक सीमित संख्या होती है (6.022×10^{23}) जिनका द्रव्यमान ग्राम में परमाण्विक या आण्विक भार के समान होता है। इस प्रकार हीलियम के मोल, इलेक्ट्रॉनों के मोल एवं Na^+आयन के मोल को दर्शाना सत्य है अर्थात क्रमशः परमाणुओं, इलेक्ट्रॉनों और आयनों की एवोगेड्रो संख्या है।

◈ किसी पदार्थ का एक मोल उसकी वह मात्रा है जिसमें उसके उतने ही कण उपस्थित होते हैं, जितने C-12 समस्थानिक के 12 ग्राम में परमाणुओं की संख्या होती है।

(i) ग्राम परमाणु भार = ग्राम परमाणु = 1 मोल
$= 6.022 \times 10^{23}$ परमाणु

(ii) ग्राम अणुभार = 1 मोल = 6.022×10^{23} अणु = 22.4 ली

(iii) गैसीय अवस्था में [सामान्य ताप तथा दाब (STP) पर, $T = 273$ K, $p = 1$ वायुमण्डल]

(iv) 1 amu या u $= \frac{1}{6.022 \times 10^{23}}$ ग्राम $= 1.66 \times 10^{-24}$ ग्राम

(v) परमाणु तथा अणु के भार को amu या u में प्रदर्शित किया जाता है जबकि एक मोल के भार को ग्राम में प्रदर्शित करते हैं।

(vi) किसी पदार्थ के एक मोल के ग्राम में व्यक्त द्रव्यमान को उसका मोलर द्रव्यमान कहते हैं।

$\therefore$ मोलो की संख्या $= \frac{\text{भार (ग्राम में)}}{\text{एक मोल का भार (ग्राम /मोल)}}$

$\Rightarrow \frac{\text{भार}}{\text{परमाण्विक या अण्विक भार}}$

प्रतिशत संगठन एवं अणु सूत्रा (Percentage composition and molecular formula)

(1) यौगिक का प्रतिशत संघटन (Percentage composition of a compound) :

◈ यौगिक का प्रतिषत संघटन प्रत्येक संघटक तत्व का इसके 100 भाग में द्रव्यमान है यदि यौगिक का आण्विक द्रव्यमान M और B इस अणु में उपस्थित तत्व का द्रव्यमान है, तब

$$\text{तत्व का प्रतिशत} = \frac{\text{तत्व का द्रव्यमान}}{\text{आण्विक द्रव्यमान}} \times 100$$

$$= \frac{X}{M} \times 100$$

(2) मूलानुपाती सूत्र की गणना (Determination of empirical formula) :

◈ एक अणु का मूलानुपाती सूत्र उसमें उपस्थित तत्वों के % का उपयोग करके ज्ञात करते हैं। इसके लिये निम्न विधि अपनायी जाती हैं।

तत्व	परमाणुओं की सापेक्षिक संख्या	%	सरलतम अनुपात	मूलानुपाती सूत्र	% परमाणु भार

◈ **परमाणुओं की सापेक्षिक संख्या :** यौगिक में उपस्थित प्रत्येक तत्व के प्रतिशत का उसके परमाणु भार से भाग देते हैं। इससे हमें अणु में तत्व के परमाणुओं की सापेक्षिक संख्या प्राप्त होती है।

◈ **सरलतम अनुपात (Simplest ratio) :** तत्वों के सरलतम अनुपात के आँकलन के लिये परमाणुओं की संख्या का निम्नतम मान ज्ञात करके इस मान से परमाणुओं की सापेक्षिक संख्या के प्रत्येक मान का भाग देते हैं।
प्राप्त सरलतम अनुपात पूर्ण पूर्णांक नहीं होता है। सरलतम अनुपात के पूर्णांक मान को प्राप्त करने के लिये उनका एक उभयनिष्ठ गुणनखण्ड से गुणन करते हैं।

◈ **मूलानुपाती सूत्र (Empirical formula) :** सरलतम अनुपात मे उदभूत सभी संघटक परमाणुओं को उनके परमाणुओं की सापेक्षिक संख्या के साथ लिखते हैं। इससे हमें यौगिक का मूलानुपाती सूत्र प्राप्त होता है।

◈ **आण्विक सूत्र -**
आण्विक सूत्र $= n \times$ मूलानुपाती सूत्र

◈ जहाँ n एक पूर्ण संख्या है।

$$n = \frac{\text{यौगिक का अण्विक भार}}{\text{यौगिक का मूलानुपाती सूत्र भार}}$$

रासायनिक रससमीकरणमिति (Chemical stoichiometry)

◈ रससमीकरणमिति रासायनिक अभिक्रिया में शामिल अभिकारकों और उत्पादों की मात्रा की गणना है।

◈ इसका अर्थ यह है कि रासायनिक संयोजन एवं अभिक्रिया की मात्रात्मक गणना रससमीकरणमिती कहलाती है।

◈ मूलतः इस अध्याय में दो प्रकार की गणनाऐं सम्मिलित होती हैं।

(a) सरल गणना (भारात्मक विश्लेषण) एवं

(b) विलयनों के आयतन एवं सान्द्रता सम्मिलित अधिक जटिल गणनायें (आयतनात्मक विश्लेषण)

◈ यहाँ कोई सीमारेखा नहीं है जो भारात्मक एवं आयतनात्मक विश्लेषण के लिये अनुप्रयोगित नियमों के समुच्चय को भिन्नित कर सकती है। एक के लिये उपयोगी सभी नियम दूसरे के लिये भी समान रुप से अनुप्रयोगित होते हैं। अर्थात मोल के साथ साथ तुल्यांकी संकल्पना। किन्तु, वास्तविकता में भारात्मक विश्लेषण पर आधारित समस्याओं में सरल अभिक्रियायें होती हैं। इसलिये मोल संकल्पना सुविधाजनक है।

◈ जबकि आयतनात्मक अभिक्रियायें जटिल और अज्ञात होती हैं। (अज्ञात का सरल अर्थ यह है कि जो आपको ज्ञात ना हो, सभी संभावित अभिक्रियायों को याद रखना आपके लिये सम्भव नहीं है) इसलिये तुल्यांकी संकल्पना प्रयोग करने में आसानी होती है। इसमें संतुलित अभिक्रिया की जानकारी की आवश्यकता नहीं होती है।

◈ रससमीकरणमिति में सभी गणनाएँ संतुलित रासायनिक समीकरण पर आधारित होती हैं, क्योंकि अभिकारकों और उत्पादों के बीच मोल अनुपात तभी सही प्राप्त होता है।

भारात्मक विश्लेषण

◈ भारात्मक विश्लेषण में हम दो पदार्थो का भार, या गैस के आयतन के साथ पदार्थ का भार या दो या अधिक गैसों के भार को संबंधित करते हैं।

द्रव्यमान- द्रव्यमान संबंध पर आधारित समस्यायें

(i) रासायनिक परिवर्तन प्रदर्शित करने के लिये संतुलित समीकरण लिखें।

(ii) अभिकारकों एवं उत्पादों के सूत्र के नीचे मोलों की संख्या लिखें। सूत्र के नीचे अभिकारकों और उत्पादों के सापेक्षिक भार भी लिखें (जो आण्विक सूत्र की गणना से प्राप्त हुए हैं)।

(iii) अज्ञात गणकों की गणना के लिये यूनिटरी विधि का प्रयोग करें।

द्रव्यमान-आयतन संबंध पर आधारित समस्यायें

◈ निम्नलिखित निर्देशों के आधार पर द्रव्यमान आयतन संबंध पर आधारित समस्यायें हल की जा सकती हैं।

(i) संबंधित संतुलित रासायनिक समीकरणों को लिखें।

(ii) विभिन्न ठोस अभिकारकों और उत्पादों के भारों को लिखें।

(iii) गैसें सामान्यतः आयतनों के पदों में व्याख्यित होती हैं। यदि गैस का आयतन सामान्य ताप एवं दाब पर मापा गया हो (या N.T.P. के अलावा दूसरी स्थितियों में) तो इसे गैस समीकरण द्वारा N.T.P. में परिवर्तित करें।

(iv) किसी ताप एवं दाब पर गैस का आयतन $PV = \frac{g}{M} \times RT$ संबंध द्वारा इसके भार में परिवर्तित किया जा सकता है या इसके विपरीत, जहाँ g गैस का भार है, M गैस का अण्विक भार है, R गैस स्थिरांक है। अज्ञात गणक की गणना यूनिटरी विधि द्वारा करें।

आयतन-आयतन संबंध पर आधारित समस्यायें

- इस प्रकार की समस्याये रासायनिक समीकरण के अनुसार हल की जा सकती हैं।

(i) संबंधित संतुलित रासायनिक समीकरण लिखें।

(ii) प्रत्येक गैसीय पदार्थ के 1 ग्राम अणु N.T.P. पर 22.4 लीटर घेरते हैं इस तथ्य की सहायता से अभिकारक एवं उत्पाद प्रत्येक के सूत्र के नीचे अभिकारकों एवं उत्पादों के आयतन लिखें।

(iii) यदि गैस का आयतन नियत ताप पर मापा जाता है। तो आदर्ष गैस समीकरण का उपयोग करके आयतन को "NTP में परिवर्तित करें। एवोगेड्रो की परिकल्पना के अनुसार" विभिन्न गैसों के समान आयतन में ताप एवं दाब की समान स्थितियों पर अणुओं की समान संख्या होती है।

आयतनात्मक विश्लेषण

- किसी पदार्थ की मात्रा जो विलयन मे उपस्थित है उसके भारात्मक निर्धारण के लिए यह विधि अपनायी जाती है इसके लिए विश्लेषित व मानक विलयन आवश्यक होता है।
- किसी अज्ञात विलयन की सान्द्रता को ज्ञात विलयन के साथ ज्ञात करना अनुमापन कहलाता है। विभिन्न प्रकार के अनुमापन सम्भव हैं जो नीचे दिये गये हैं,

(i) रेडॉक्स अनुमापन (Redox titrations) :

- किसी ऑक्सीकारक या अपचायक पदार्थ की शक्ति को निर्धारित किया जाता है इसके लिए अपचायक या आक्सीकारकों के मानक विलयन लिए जाते हैं।

उदाहरण :

$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O$

(ii) अम्ल क्षार अनुमापन (Acid-base titrations):

- अम्ल की शक्ति या क्षार की शक्ति को क्षार या अम्ल के मानक विलयन द्वारा ज्ञात किया जाता है।

उदाहरण : $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ व

$NaOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ आदि।

(iii) आयोडीमिति अनुमापन (Iodimetric titration):

- यह सरल अनुमापन है। जिसमें मुक्त आयोडीन सम्मिलित होती है। इसमें ज्ञात सोडियम थायोसल्फेट विलयन के साथ जिसकी नॉर्मलता N है, आयोडीन विलयन का अनुमापन होता है। माना कि सोडियम थायोंसल्फेट का आयतन V मि.ली. है।

$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$

$n = 2, n = 1$

I_2 की तुल्यांकता $=$ $Na_2S_2O_3$ की तुल्यांकता

$\therefore I_2$ की तुल्यांकता $= N \times V \times 10^{-3}$

I_2 के मोल $= \frac{N \times V \times 10^{-3}}{2}$

- विलयन में मुक्त I_2 का द्रव्यमान $= \left[\frac{N \times V \times 10^{-3}}{2} \times 254\right] g$

(iv) आयडोमिति अनुमापन (Iodometric titration):

- यह आयोडीन के आँकलन की अप्रक्षेप्य विधि है। ठोस KI की अधिकता के साथ एक ऑक्सीकारक अभिक्रिया करता है। ऑक्सीकारक I^-को I_2 में ऑक्सीकृत करता है। यह आयोडीन फिर $Na_2S_2O_3$ विलयन के साथ अभिक्रिया करती है।
- ऑक्सीकारक -

$(A) + KI \rightarrow I_2 \xrightarrow{2Na_2S_2O_3} 2NaI + Na_2S_4O_6$

- माना कि $Na_2S_2O_3$ विलयन की नॉर्मलता N है एवं थायोसल्फेट का V मि.ली. आयतन उपयोग हो जाता है।
- A की तुल्यांकता $= I_2$ की तुल्यांकता $= Na_2S_2O_3$ की तुल्यांकता

KI से उत्सर्जित I_2 की तुल्यांकता $= N \times V \times 10^{-3}$

KI से उत्सर्जित I_2 के मोल $= \frac{N \times V \times 10^{-3}}{2}$

KI से उत्सर्जित I_2 का द्रव्यमान $= \left[\frac{N \times V \times 10^{-3}}{2} \times 254\right] g$

(v) अवक्षेपण अनुमापन (Precipitation titrations) :

- $CN^-, AsO_3^{-3}, PO_4^{-3}, X^-$ ऋणायनों के निर्धारण में $AgNO_3$ के साथ अवक्षेपण अनुमापन करते हैं।

$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$

$KSCN + AgNO_3 \rightarrow AgSCN \downarrow + KNO_3$

अन्तिम बिन्दु व तुल्यांक बिन्दु

- वह बिन्दु जिस पर अनुमापन रूक जाता है उसे अन्तिम बिन्दु कहते हैं जबकि वह बिन्दु जिस पर अम्ल व क्षारों की तुल्यांक मात्रायें आपस में मिश्रित की जाती हैं यह तुल्यांक बिन्दु कहलाता है इसी उद्देष्य के लिये सूचक अनुमापन में प्रयुक्त किये जाते हैं सूचक बताता है कि पदार्थ तुल्यांक मात्रा में मिल चुके हैं, यह महत्वपूर्ण है कि अन्तिम बिन्दु और तुल्यांक बिन्दु के मान अत्यन्त निकट के भी हो सकते हैं ।

नॉर्मल विलयन

- एक लीटर विलयन में विलेय का एक ग्राम तुल्यांक विलेय होने पर उस विलयन को नॉर्मल विलयन कहते हैं जैसे 40 ग्राम NaOH एक लीटर NaOH विलयन में उपस्थित होने पर विलयन नॉर्मल होगा, जबकि विलयन का प्रभाज एक लीटर में विलेय होने पर उसे सब नॉर्मल विलयन कहते हैं।

जैसे : $N/2$ या $0.5N$ विलयन

आयतनात्मक विश्लेषण आंकिक समस्याओं पर आधारित सूत्र

- विलयन की शक्ति = किसी पदार्थ की ग्राम / लीटर में मात्रा
- विलयन की शक्ति = ग्राम मोल प्रति लीटर में मात्रा
- विलयन की शक्ति = नॉर्मलता × तुल्यांकी भार = मोलरता × विलेय का अणुभार
- मोलरता $= \frac{\text{विलेय के मोलों की संख्या}}{\text{विलयन का लीटर में आयतन}}$
- मोलों की संख्या $= \frac{\text{ग्रामों में द्रव्यमान}}{\text{अणुभार}}$

$M \times V_{(\text{inl})} = \frac{\text{लीटर में आयतन}}{22.4}$ NTP पर (गैसों के लिए)

- मि.ली. में मोलों की संख्या

$= \frac{\text{ग्राम में द्रव्यमान} \times 1000}{\text{तुल्यांकी द्रव्यमान}} =$ मोलरता $\times$ मि. ली. में आयतन

- तुल्यांकों की संख्या $= \frac{\text{ग्राम में द्रव्यमान}}{\text{तुल्यांकी भार}}$

$= x \times$ मोलों की संख्या × नॉर्मलता × लीटर में आयतन

- मि.ली. तुल्यांकों की संख्या $= \frac{\text{ग्राम में द्रव्यमान} \times 1000}{\text{तुल्यांकी भार}}$

= नॉर्मलता × मि.ली. में आयतन

- नॉर्मलता $= x \times$ मि.ली. मोलों की संख्या
  $= x \times$ मोलरता $= \frac{\text{ग्राम प्रति लीटर में शक्ति}}{\text{तुल्यांकी भार}}$
  यहाँ $x = \frac{\text{अणु भार}}{\text{तुल्य की भार}}, x =$ संयोजकता या आवेश
- नॉर्मलता सूत्र, $N_1V_1 = N_2V_2$
- भारानुसार प्रतिषत $= \frac{\text{विलायक का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का द्रव्यमान}} \times 100$
- आयतानुसार प्रतिषत $= \frac{\text{विलायक का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$
- शक्ति के अनुसार प्रतिषतता
  $= \frac{\text{विलायक का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$
- विशिष्ट गुरूत्व $= \frac{\text{विलयन का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का आयतन}}$
  = एक मि.ली. विलयन का द्रव्यमान
- फॉर्मलता $= \frac{\text{आयनिक विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलेय का सूत्रभार} \times \text{आयतन}}$
- अणुभार = वाष्प घनत्व × 2 (केवल गैसों के लिए)

महत्त्वपूर्ण बिन्दु

- दृश्य क्षेत्र की सभी रेखायें बामर श्रेणी में होती हैं किन्तु इसका व्युत्क्रम सत्य नहीं है अर्थात् सभी बामर रेखायें दृश्य क्षेत्र में नहीं गिरेगी।
- उपान्तिम कोश तक परमाणु का एक भाग कर्नल या परमाणु कोर कहलाता है।
- यदि एक हाइड्रोजन परमाणु को दी गई ऊर्जा 13.6 eV से कम होती है तो यह केवल वो क्वान्टा अवशोषित करेगा जो उसे निश्चित उच्च ऊर्जा स्तर तक ले जायेगें अर्थात् वो सभी फॉटोन जिनकी ऊर्जा नियत ऊर्जा स्तर से कम या अधिक होगी वो हाइड्रोजन परमाणु द्वारा अवशोषित नहीं होंगे किन्तु यदि हाइड्रोजन परमाणु को दी गई ऊर्जा 13.6 eV से अधिक होगी तो सभी फॉटोन अवशोषित होते हैं। और अधिक ऊर्जा उत्सर्जित फोटोइलेक्ट्रॉन को गतिज ऊर्जा की तरह दिखती है।
- किसी कक्षक में नोडों की संख्या $= (n - l - 1)$
- किसी कक्षक में नोडल तल की संख्या $= l$
- d कक्षक जिसमें चार लोब नहीं होते हैं, d_{z^2} है।
- अक्षों के बीच उपस्थित d कक्षक $d_{x^2-y^2}$ है।
- चक्रण कोणीय संवेग $= \sqrt{s(s+1)}\frac{h}{2\pi}$
- कुल चक्रण $= \pm\frac{n}{2}$; जहाँ n अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों (e^-)की संख्या है।
- चुम्बकीय आघूर्ण $= \sqrt{n(n+2)}$ B.M. (बोहर मेग्नेट्रॉन) अयुग्मित n इलेक्ट्रॉनों का
- d या f कक्षक में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन का आयन रंगीन होगा।
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के अपवाद हैं -
  $\mathrm{Cr}(24), \mathrm{Cu}(29), \mathrm{Mo}(42), Ag(47), W(74), Au(79)$.
- तरंगों की संख्या $n = \frac{2\pi r}{\lambda}$ (जहाँ $\lambda = \frac{h}{mv}$)
- प्रति सेकेण्ड e^-के घूमनें की संख्या $= \frac{v}{2\pi r}$.
- श्रोडिंजर तरंग समीकरण का हल मुख्य, द्विगंशी एवं चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या देता है किन्तु चक्रण क्वाण्टम संख्या नहीं देता है।
- रिडबर्ग सूत्र में, जब $n_2 = \infty$ हो तो उत्पन्न रेखा उस श्रेणी की सीमा रेखा कहलाती है।
- दृश्य प्रकाश के विभिन्न रुपों के बीच बैगनी प्रकाश की तरंगधैर्य निम्न होती है ऊर्जा तथा आवृति अधिकतम हाती है।
- द्रश्य प्रकाश में लाल रंग के प्रकाश की तरंगधैर्य उच्च होती है किन्तु आवृति तथा ऊर्जा न्यून होती है।
- तत्व रैखीय वर्णक्रम देते हैं। रेखीय वर्णक्रम इसे उत्पन्न करने वाले उत्तेजित परमाणु की लाक्षणिकता है। दो तत्वों का सममित रैखीय वर्णक्रम नहीं हो सकता है।
- रैखीय वर्णक्रम तत्वों के परमाणुओं से विकिरित उत्सर्जन का परिणाम है और इसलिये यह परमाण्विक वर्णकृम कहलाता है।
- परमाणु रैखीय वर्णक्रम देते हैं (परमाण्विक वर्णक्रम कहलाता है) और अणु बैण्ड वर्णक्रम देते हैं (आण्विक वर्णक्रम कहलाता है)।
- वह ऋणात्मक विभव जिस पर प्रकाश वैद्युत धारा शून्य हो जाती है निरोधी विभव कहलाता है।
- जब विसरित किरण की ऊर्जा या आवृति आपतित किरण से कम होती है तो यह क्रॉम्पटन प्रभाव कहलाता है।
- सौर वर्णक्रम नापने के लिये उपयोगी यंत्र स्पेक्ट्रोमीटर या स्पेक्ट्रोग्राफ कहलाता है यह 1859 में बुनसेन और किरचॉफ द्वारा विकसित किया गया था।
- वर्णक्रम रेखाओं की तीव्रतायें n का मान बढ़ने के साथ घटती हैं उदाहरण के लिये प्रथम लाइमेन रेखा की तीव्रता $(2 \rightarrow 1)$ दूसरी रेखा $(3 \rightarrow 1)$ से अधिक होती है।
- हाइड्रोजन वर्णक्रम की बामर श्रेणी में प्रथम रेखा $(3 \rightarrow 2)L_\alpha$ रेखा की कहलाती है। द्वितीय रेखा $(4 \rightarrow 2)L_\beta$ रेखा है। अनन्त ऊर्जा कोश की रेखा सीमा रेखा कहलाती है।
- नाभिकीय अभिक्रियाओं के लिये द्रव्यमान के संरक्षण का नियम अच्छा बंधन नहीं होता है।
- निश्चित अनुपात का नियम अरससमीकरण यौगिकों जैसे की ब्यूसिटाइट के लिये अच्छा बंधन नहीं होता है।
- निश्चित अनुपात का नियम, गुणन अनुपात का नियम एवं व्युत्क्रम अनुपात का नियम अच्छा बंधन नहीं रखता है। जब समान यौगिक समान तत्व के विभिन्न समस्थानिक के उपयोग द्वारा प्राप्त होते हैं। उदाहरण : $\mathrm{H_2O}$ एवं $\mathrm{D_2O}$ ।
- शब्द परमाणु ऑस्टवाल्ड द्वारा प्रस्तावित किया गया एवं अणु शब्द एवोगेड्रो द्वारा प्रस्तावित किया गया।
- तत्व की परिकल्पना रॉबर्ट बॉयल द्वारा प्रस्तावित की गई।
- गैसीय तत्व के अणु में उपस्थित परमाणुओं की संख्या परमाण्विकता कहलाती है।
- परमाणु द्रव्यमान एवं आण्विक द्रव्यमान दोनों केवल अनुपात हैं और इसलिये इनकी कोई इकाई नहीं होती है।
- $\mathrm{H_2O}$ का 1 मोल # $\mathrm{H_2O}$ के 22400 cc (क्योंकि यह एक द्रव्य है) इसके अलावा $\mathrm{H_2O}$ का 1 मोल = $\mathrm{H_2O}$ के 18 cc
  (क्योंकि $\mathrm{H_2O}$ का घनत्व $= 1g/cc$)
  C $1\mathrm{MH_2SO_4} = 2\mathrm{NH_2SO_4}$.
- वृहद अणु पदार्थो के निम्नतम अणु भार को एक छोटे घटक के लिये विश्लेषण द्वारा परिकलित किया जा सकता है। जब यह माना जाता है कि वृहद अणु के एक अणु में केवल एक परमाणु है या छोटे संघटक का एक अणु है तब निम्नतम अणु भार प्राप्त होता है।
- निम्नतम अणु भार, $= \frac{\text{छोटे घटक का आण्विक / परमाण्विक भार}}{\text{प्रति ग्राम बृहद अणु के छोटे घटक का द्रव्यमान}}$

अभ्यास प्रश्न

1. एक परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$ तथा परमाणु भार 80 है। इसका परमाणु क्रमांक तथा इसके नाभिक में न्यूट्रॉनों की संख्या है?

(a) 35 और 45 (b) 45 और 35
(c) 40 और 40 (d) 30 और 50 **[a]**

2. यदि किसी तत्व का परमाणु भार सबसे हल्के तत्व के परमाणु भार से 23 गुना हो तथा इसमें 11 प्रोटॉन हों तब इसमें होंगे–

(a) 11 प्रोटॉन, 23 न्यूट्रॉन, 11 इलेक्ट्रॉन
(b) 11 प्रोटॉन, 11 न्यूट्रॉन, 11 इलेक्ट्रॉन
(c) 11 प्रोटॉन, 12 न्यूट्रॉन, 11 इलेक्ट्रॉन
(d) 11 प्रोटॉन, 11 न्यूट्रॉन, 23 इलेक्ट्रॉन **[c]**

3. किसी कण का द्रव्यमान 1 ग्राम वेग 100 मी./सेकण्ड है, तब डी ब्रोगली तरंगदैर्ध्य का मान होगा–

(a) 6.63×10^{-33} मीटर (b) 6.63×10^{-34} मीटर
(c) मीटर 6.63×10^{-35} मीटर (d) 6.65×10^{11} मीटर **[c]**

4. हाइड्रोजन की तीसरी कक्षा के इलेक्ट्रॉन के लिये डी ब्रोगली तरंगदैर्ध्य क्या है–

(a) 9.96×1000^{-10} सेमी (b) 9.96×10^{-8} सेमी
(c) 9.96×10^{4} सेमी (d) कोई नहीं **[b]**

5. किसी कण के संवेग व तरंगदैर्ध्य के बीच सही सम्बन्ध कौनसा है–

(a) $\lambda = \frac{h}{P}$ (b) $\pi = \frac{h}{P}$
(c) $P = \frac{h}{\lambda}$ (d) $h = \frac{P}{\lambda}$ **[a]**

6. d कक्षक में इलेक्ट्रॉन पाये जाने की अधिकतम संभावना है–

(a) x-अक्ष की दिशा में
(b) y-अक्ष की दिशा में
(c) x एवं y-अक्ष से 45° के कोण पर
(d) x एवं y-अक्ष से 90° के कोण पर **[c]**

7. एक इलेक्ट्रॉन के संवेग में अनिश्चितता 1×10^{-5} कि. ग्राम-मीटर /स्थिति में अनिश्चितता होगी सेकण्ड है– इसकी ($h = 6.63\times10^{-34}$ Js)

(a) 5.28×10^{-30} मीटर
(b) 5.25×10^{-28} मीटर
(c) 1.05×10^{-26} मीटर
(d) 2.715×10^{-30} मीटर **[a]**

8. Be के चौथे इलेक्ट्रॉन की चार क्वाण्टम संख्यायें हैं –

(a) n-1, l-0, m-0, s-+1/2
(b) n-1, l-1, m-+1, s-+1/2
(c) n-2, l-0, m-0, s-–1/2
(d) n-2, l-1, m=0, s-+1/2 **[c]**

9. नाइट्रोजन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2, 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$ है न कि $1s^2\, 2s^2\, 2p_x^2\, 2p_y^1\, 2p_z^0$। इसका निर्धारण होता है–

(a) आफबाऊ सिद्धान्त से
(b) पाउली के अपवर्जन सिद्धान्त से
(c) हुण्ड के नियम से
(d) अनिश्चितता के सिद्धान्त से **[c]**

10. मुख्य, द्विगंशी और चुम्बकीय क्वाण्टम संख्या क्रमशः सम्बन्धित हैं–

(a) आकार, आकृति और अभिविन्यास
(b) आकृति, आकार और अभिविन्यास
(c) आकार, अभिविन्यास और आकृति
(d) इनमें से कोई नहीं **[a]**

11. कैल्शियम (Ca^{2+}) आयन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है–

(a) $1s^2, 2s^2\, 2p^6, 3s^2\, 3p^6, 4s^2$
(b) $1s^2, 2s^2\, 2p^6, 3s^2\, 3p^6, 4s^1$
(c) $1s^2, 2s^2\, 2p^6, 3s^2\, 3p^6, 3d^5$
(d) $1s^2, 2s^2\, 2p^6, 3s^2\, 3p^6, 4s^0$ **[d]**

12. निम्नलिखित में से क्वाण्टम संख्या का कौनसा जोड़ा सम्भव नहीं है?

(a) $n=3, l=2, m=0, s=-\frac{1}{2}$
(b) $n=3, l=2, m=-2, s=-\frac{1}{2}$
(c) $n=3, l=3, m=-3, s=-\frac{1}{2}$
(d) $n=3, l=0, m=0, s=-\frac{1}{2}$ **[c]**

13. K (परमाणु संख्या = 19) के बाह्यतम कक्षक की चार क्वाण्टम संख्या हैं–

(a) $n=2, l=0, m=0, s=+\frac{1}{2}$
(b) $n=4, l=0, m=0, s=+\frac{1}{2}$
(c) $n=3, l=1, m=1, s=+\frac{1}{2}$
(d) $n=4, l=2, m=-1, s=+\frac{1}{2}$ **[b]**

14. पाउली अपवर्जन सिद्धान्त का कथन है कि–

(a) एक परमाणु में दो इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा समान हो सकती है
(b) एक ही परमाणु में दो इलेक्ट्रॉनों के चक्रण समान नहीं हो सकते हैं
(c) जहाँ तक सम्भव है इलेक्ट्रॉन विभिन्न कक्षकों में भरने का प्रयास करते हैं
(d) वर्णात्मक रूप से इलेक्ट्रॉन निम्न ऊर्जा स्तर को ग्रहण करने का प्रयास करता है **[b]**

15. बहु इलेक्ट्रॉन परमाणु में, निम्न में से कौनसा कक्षक तीन क्वाण्टम संख्याओं द्वारा वर्णित होता है जिनकी की चुम्बकीय एवं विद्युत क्षेत्रों की अनुपस्थिति में भी समान ऊर्जा होगी–

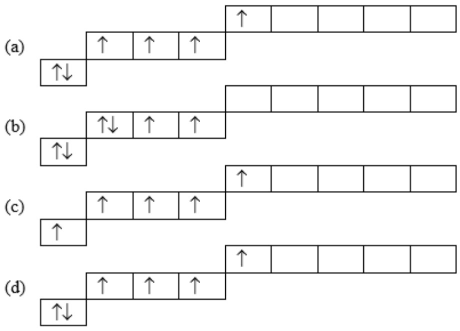
(1) n=1,l=0,m=0 **(2) n=2,l=0,m=0**
(3) n=2,l=1,m=1 **(4) n=3,l=2,m=0**
(5) n=3,l=2,m=0

(a) (1) और (2) (b) (2) और (3)
(c) (3) और (4) (d) (4) और (5) **[c]**

16. Fe^{3+} [26] का सही विन्यास है?

(a) $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^5$
(b) $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^3, 4s^2$
(c) $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^6, 4s^2$
(d) $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^5, 4s^1$ **[d]**

17. निम्न में से कौन मूल अवस्था में है?



[b]

18. किसी परमाणु के किसी एक इलेक्ट्रॉन के लिए इनमें से कौनसी क्वाण्टम संख्या का समूह सम्भव नहीं है?

(a) $n=1, l=0, m=0, s=+\frac{1}{2}$
(b) $n=4, l=3, m=-2, s=+\frac{1}{2}$
(c) $n=1, l=0, m=0, s=-\frac{1}{2}$
(d) $n=2, l=1, m=-1, s=+\frac{1}{2}$ **[b]**

19. निम्न में क्वाण्टम संख्याओं का कौनसा समूह मान्य है–

(a) $n=3; l=2, m=2, s=+\frac{1}{2}$
(b) $n=3; l=4; m=0, s=-\frac{1}{2}$
(c) $n=4; l=0; m=2, s=+\frac{1}{2}$
(d) $n=4; l=4; m=3, s=+\frac{1}{2}$ **[a]**

20. निम्न कथनों पर विचार कीजिए:

1. 18 g H_2O में 6.022×10^{23} अणु होते हैं।
2. 44 g CO_2 में 1 मोल कार्बन परमाणु होते हैं।
3. 32 g O_2 में 2 मोल ऑक्सीजन परमाणु होते हैं।
4. 1 मोल NH_3 में 4 मोल परमाणु होते हैं।

(a) सभी सही
(b) केवल 1, 2 और 3 सही
(c) केवल 2 और 4 सही
(d) केवल 1 और 3 सही **[a]**

21. निम्न कथनों पर विचार कीजिए:

1. 1 मोल $CaCO_3$ में 5 मोल परमाणु होते हैं।
2. 1 मोल H_2SO_4 में 7 मोल परमाणु होते हैं।
3. 1 मोल $NaCl$ में 2 मोल आयन होते हैं।
4. 1 मोल CH_4 में 4 मोल हाइड्रोजन परमाणु होते हैं।

(a) केवल 1, 2 और 3 सही
(b) केवल 1, 2 और 4 सही
(c) सभी सही
(d) केवल 2 और 3 सही **[c]**

22. निम्न कथनों पर विचार कीजिए:

1. 0.5 mol $NaCl$ 3.011×10^{23} फॉर्मूला यूनिट होते हैं।
2. 1 mol $NaCl$ Na^+ और 1 mol Cl^- आयन बनते हैं।
3. 1 mol $CaCl_2$ में 3 mol आयन बनते हैं।
4. 1 mol $3Al_2(SO_4)_3$ में 5 mol आयन बनते हैं।

(a) केवल 1 और 2 सही
(b) केवल 1, 2 और 3 सही
(c) केवल 2 और 3 सही
(d) सभी सही **[d]**

23. एक यौगिक में C = 80% तथा H = 20% है। यदि आणविक द्रव्यमान 30 है, तो उसका आणविक सूत्र क्या होगा?

(a) CH_3 (b) C_2H_6
(c) C_3H_9 (d) C_4H_{12} **[b]**

24. एक यौगिक में C = 26.67%, O = 71.11%, H = 2.22% है। Empirical Formula ज्ञात करें?

(a) CHO_2
(b) CH_2O_3
(c) $C_2H_2O_4$
(d) CHO_3 **[a]**

25. Empirical Formula C_2H_5 है। यदि आणविक द्रव्यमान 58 है, तो आणविक सूत्र क्या होगा?

(a) C_2H_5 (b) C_4H_{10}
(c) C_6H_{15} (d) C_3H_7 **[b]**

♦♦♦♦

- ◈ अक्रिय गैसों को छोड़कर अन्य सभी तत्वों के परमाणुओं का अष्टक अपूर्ण होता है।
- ◈ अत: वे एक दूसरे के साथ मिलकर रासायनिक बन्ध स्थापित कर लेते हैं।
- ◈ वह बल जो कि किसी अणु में परमाणुओं या आयनों को आपस में बाँधें रखता है रासायनिक बन्ध कहलाता है तथा इसके निर्माण की क्रिया रासायनिक बन्धन कहलाती है। यह परमाणुओं की संयोजकता पर निर्भर करता है।

रासायनिक बन्ध बनने का कारण व तरीके (Cause and Modes of chemical combination)

- ◈ रासायनिक संयोजन न्यूनतम ऊर्जा व अधिकतम स्थायित्व प्राप्त हो जाने के कारण होता है और स्थायी गैस विन्यास प्राप्त करने के लिये परमाणु अणु में बदल जाते हैं।
- ◈ परमाणुओं को हम तीन वर्गो में बाँटते हैं।

(i) धन विद्युती तत्व जो एक या अधिक इलेक्ट्रॉन आसानी से देते हैं। इनका आयनन विभव निम्न होता है।

(ii) ऋण विद्युती तत्व, जो इलेक्ट्रॉन ले सकते हैं। इनकी ऋण विद्युता का मान उच्च होता है।

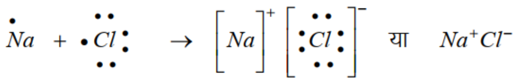
(iii) तत्व जिनमें इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने की कम प्रवृत्ति होती है।

- ◈ इस प्रकार के परमाणुओं से विभिन्न प्रकार के बन्ध निर्मित होते हैं।

शामिल परमाणु	प्रकार
A+B	विद्युत संयोजक
B+B	सह संयोजक
A+A	धात्विक
इलेक्ट्रॉन न्यून अणु अथवा आयन (लुईस अम्ल) एवं इलेक्ट्रॉन धनी अणु अथवा आयन (लुईस क्षार)	उपसहसंयोजक
H एवं ऋण विद्युती तत्व (F, N, O)	हाइड्रोजन

आयनिक बन्ध (Electrovalent bond)

- ◈ आयनिक बन्ध बनता है जब धातु परमाणु अधातु परमाणु को एक या अधिक इलेक्ट्रॉन स्थानान्तरित करता है।



- ◈ आयनिक बन्ध के कुछ अन्य उदाहरण हैं: $MgCl_2$, $CaCl_2$, MgO, Na_2S, CaH_2, AlF_3, NaH, KH, K_2O, KI, $RbCl$, $NaBr$, CaH_2 आदि।

आयनिक बन्ध बनने हेतु परिस्थितियाँ

(i) परमाणु जो कैटायन में परिवर्तित होता है उसमें 1, 2 या 3 संयोजी इलेक्ट्रॉन होने चाहिए। अन्य परमाणु जो ऋणायन में परिवर्तित होते हैं उनमें 5, 6 या 7 संयोजी इलेक्ट्रॉन उपस्थित होना चाहिए।

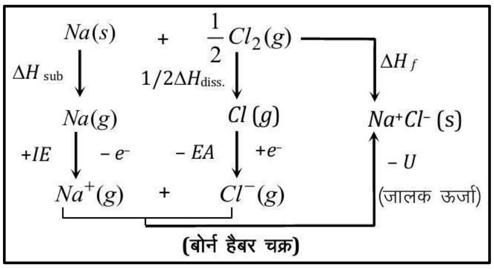
(ii) यदि दोनों बनने वाले परमाणुओं की ऋणविद्युतताओं में अन्तर बहुत अधिक (लगभग 2 या अधिक) होता है तो बनने वाला बन्ध आयनिक होगा। आयनिक बन्ध समान परमाणुओं के मध्य संभव नहीं है।

(iii) बन्ध बनाने वाले परमाणुओं का आयनन विभव निम्न होना चाहिए। ऐसे परमाणुओं के मध्य बन्ध बनने पर यदि अधिक ऊर्जा निकलती है अर्थात उच्च बन्धन ऊर्जा होती है तो बनने वाला बन्ध आयनिक प्रकृति का होगा।

(iv) यदि क्रिस्टल की जालक ऊर्जा अधिक होगी तो बनने वाला क्रिस्टल आयनिक प्रकृति का होगा।

- ◈ "जब स्थल आयन आपस में मिलकर एक अणु बनाते हैं तो इस क्रिया में ऊर्जा निकलती है। यह जालक ऊर्जा (U) कहलाती है।"
- ◈ जालक ऊर्जा = $K / (r^+ + r^-)$ जहाँ r^+ व r^- धनायन व ऋणायन के बीच अन्तर नाभिकीय दूरी है।

- ◈ आयनिक बन्ध का उसके घटक तत्वों से निर्माण में जो ऊर्जा परिवर्तन होता है, यह ऊर्जा परिवर्तन ही बोर्न-हैबर चक्र कहलाता है।



- ◈ स्थिर ऊष्मा संकलन के हैस के नियम के अनुसार, आयनिक ठोस के निर्माण की ऊष्मा उपरोक्त परिवर्तन का कुल परिणाम है।

$$\Delta H_f = \Delta H_{\text{ऊर्ध्वपातन}} + \frac{1}{2}\Delta H_{\text{वियोजन}} + IE - EA - U$$

आयनिक यौगिकों की विशेषताएँ

(i) आयनिक यौगिक मुख्यत: क्रिस्टलीय प्रकृति के होते हैं इनकी एक निश्चित ज्यामितीय या जालक व्यवस्था होती है जिसमें आयन निश्चित क्रम में व्यवस्थित रहते हैं।

(ii) आयनिक यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक अधिक होते हैं सोडियम के हेलाइड और द्वितीय समूह के ऑक्साइडों में गलनांक और क्वथनांक का क्रम निम्न है

$NaF > NaCl > NaBr > NaI, MgO > CaO > BaO$

(iii) आयनिक यौगिक प्रकृति में कठोर एवं भंगुर होते हैं।

(iv) आयनिक ठोस विद्युत प्रवाहित नहीं करते हैं, जबकि पिघली हुई अवस्था अथवा विलयन में आयनिक यौगिक विद्युत प्रवाहित करते हैं।

(v) आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायकों में आसानी से घुल जाते हैं किन्तु अध्रुवीय विलायकों में ये अघुलनशील होते हैं।

(vi) आयनिक बन्ध अदिशात्मक होते हैं, अतः यह त्रिविम समावयवता प्रदर्शित नहीं करते हैं जैसे प्रकाशीय समावयवता व ज्यामितीय समावयवता।

(vii) आयनिक पदार्थ जलीय विलयन में आयन देते हैं इनकी रासायनिक क्रियाऐं आयनिक क्रियाऐं होती हैं जो कि तीव्रगामी होती हैं। $K^+Cl^- + \overset{+\ \ -}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{(\text{अवक्षेप})}{\overset{+}{Ag}\ \overset{-}{Cl}} \downarrow + \overset{+\ -}{KNO_3}$

(viii) आयनिक यौगिक समरूपता प्रदर्शित करते हैं ।

(ix) आयनिक यौगिक का प्रशीतन वक्र सतत् नहीं होता।

◈ इसमें दो विराम बिन्दु होते हैं जो कि प्रशीतन के समय को प्रकट करते हैं

(x) आयनिक यौगिक अक्रिय युग्म प्रभाव एवं कोर के अस्थायित्व के कारण परिवर्ती विद्युत संयोजकता प्रदर्शित करते हैं।

सहसंयोजी बन्ध (Covalent bond)

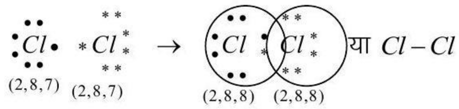
◈ सहसंयोजी बन्ध को सर्वप्रथम लुईस ने 1916 में प्रस्तावित किया। इस बन्ध के निर्माण के समय बन्ध बनाने वाले दोनों परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी होती है जिसके कारण परमाणु अपना अष्टक या द्विज (डुप्लेट) (तत्व की केवल एक कोश की अवस्था में) पूर्ण करता है। इस प्रकार का बन्ध सहसंयोजी बन्ध कहलाता है।

◈ दो समान परमाणुओं के मध्य बना सहसंयोजी बन्ध अध्रुवीय होता है, जबकि दो असमान परमाणु जिनकी ऋण विद्युतताऐं अलग-अलग हैं, के मध्य बन्ध ध्रुवीय होगा।

◈ सहसंयोजी बन्ध एकल, द्विक या त्रियक हो सकते हैं। हम सहसंयोजी बन्ध निर्माण को लुईस अष्टक नियम द्वारा व्याख्यित करते हैं।

◈ क्लोरीन परमाणु के संयोजी कोश में सात इलेक्ट्रॉन होते हैं, क्लोरीन अणु के निर्माण के समय प्रत्येक क्लोरीन परमाणु एक-एक इलेक्ट्रॉन का योगदान देता है।

◈ इस प्रकार दोनों परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन जोड़े की साझेदारी होती है और दोनों परमाणु ऑर्गन के समान स्थायी विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।



◈ कुछ अन्य उदाहरण हैं :
$H_2S, NH_3, HCN, PCl_3, PH_3, C_2H_2, H_2, C_2H_4, SnCl_4, FeCl_3, BH_3$, ग्रेफाइट, $BeCl_2$ आदि।

सहसंयोजी बन्ध निर्माण के लिए परिस्थितियाँ-

(i) संयोजित होने वाले परमाणु छोटे होना चाहिए व इनकी संयोजी कक्षा में अक्रिय गैसों की तुलना में 1,2 या 3 इलेक्ट्रॉन होंने चाहिए।

(ii) दोनों परमाणुओं की ऋणविद्युतता में अन्तर शून्य या बहुत कम होना चाहिए।

(iii) परमाणुओं के पास आने पर उनकी ऊर्जा में न्यूनतम कमी आनी चाहिए।

सहसंयोजी यौगिकों के गुण-

(i) यह पदार्थ सामान्य ताप व दाब पर गैस या द्रव की अवस्था में पाये जाते हैं। कुछ सहसंयोजी यौगिक मृदु ठोस होते हैं।

(ii) अत्यंत कमजोर अन्तरआण्विक आकर्षण के कारण इनका गलनांक व क्वथनांक तुलनात्मक रूप से कम होता है हीरा, कार्बोरन्डम (SiC), सिलिका (SiO_2), AlN (एल्यूमीनियम नाइट्राइड) इसके अपवाद हैं क्योंकि इनकी विशाल त्रिविमीय जालिकाबद्ध संरचना है अतः इनके उच्च गलनांक होते हैं।

(iii) सहसंयोजी पदार्थ विद्युत के दुर्बल चालक होते हैं, किन्तु ध्रुवीय सहसंयोजी यौगिक विद्युत के चालक होते हैं जैसे HCl यह विलयन में विद्युत प्रवाह कर सकता है। ग्रेफाइट ठोस अवस्था में विद्युत का चालन कर सकता है, क्योंकि ठोस अवस्था में इसके इलेक्ट्रॉन एक परत से दूसरी परत में जा सकते हैं।

(iv) ये पदार्थ ध्रुवीय विलायकों में अघुलनशील होते हैं जैसे जल में, किन्तु अध्रुवीय विलायकों जैसे बेन्जीन आदि में घुलनशील होते हैं, जबकि कुछ सहसंयोजी यौगिक हाइड्रोजन बन्धन के कारण जल में घुलनशील होते हैं जैसे एल्कोहल, एमीन आदि।

(v) सहसंयोजी बन्ध दृढ़ तथा सदिश होते हैं, इसीलिए सहसंयोजक यौगिक संरचनात्मक व ज्यामितीय समावयवता प्रदर्शित कर सकते हैं।

(vi) सहसंयोजी पदार्थ आण्विक क्रियाऐं प्रकट करते हैं, इनमें क्रिया की दर बहुत कम होती हैं।

(vii) किसी तत्व के एक परमाणु द्वारा दूसरे परमाणु के साथ जितने इलेक्ट्रॉनों की साझेंदारी की जाती है वह उसकी सहसंयोजकता कहलाती है। किसी तत्व की परिवर्तनशील संयोजकता उसके संयोजी कोश के s, p और d-कक्षक में उपस्थित अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।

◈ सहसंयोजकता = 8 - [तत्व से सम्बन्धित वर्ग का क्रमांक]

◈ कुछ तत्व जैसे P, S, Cl, Br, I में, इनकी संयोजी कक्षा में d-कक्षक खाली होता है अतः ये परिवर्तनशील संयोजकता प्रदर्शित करते हैं क्योंकि इनकी उत्तेजित अवस्था में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ जाती है। इनके इलेक्ट्रॉन उत्तेजित अवस्था में इन्हीं के d-कक्षकों में चले जाते हैं।

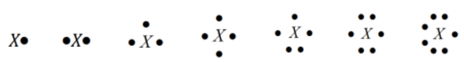
◈ चार तत्वों H, N, O और F में इनकी संयोजी कक्षा में d कक्षक नहीं पाया जाता अतः इनमें उत्तेजित अवस्था नहीं होती व ये परिवर्तनशील संयोजकता भी प्रदर्शित नहीं करते हैं इसी कारण NCl_3 तो पाया जाता है, किन्तु NCl_5 नहीं पाया जाता।

लुईस सिद्धान्त

◈ परमाणुओं में अपने बाहरी संयोजकता कोश में आठ इलेक्ट्रॉन रखने की प्रवृत्ति पायी जाती है इसे लुईस का अष्टक नियम कहा जाता है।

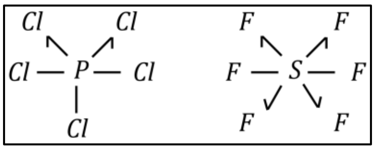
◈ प्रतिनिधि तत्वों के लुईस प्रतीक नीचे सारिणी में दिये गये हैं:

	1	2	13	14	15	16	17
समूह	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
लुईस प्रतीक							



अष्टक नियम की असफलता

- ऐसे बहुत से स्थायी अणु ज्ञात हैं जिनमें अष्टक नियम का उल्लघंन हुआ है इन अणुओं के संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या या तो आठ से कम है या आठ से अधिक है।
- BeF_2, BF_3, AlH_3 इलेक्ट्रॉन न्यून हैं (अष्टक अपूर्ण) इसलिये लुईस अम्ल हैं।
- PCl_5, P के संयोजी कोश में 10 इलेक्ट्रॉन होते हैं जबकि SF_6, S के संयोजी कोश में 12 इलेक्ट्रॉन होते हैं। सजन ने एकल बन्ध प्रस्तावित किया जिसमें एक इलेक्ट्रॉन (इलेक्ट्रॉन युग्म के एक जोड़े के स्थान पर) इलेक्ट्रॉन न्यून परमाणु को दान दिया जाता है जिससे अष्टक नियम का उल्लंघन नहीं होता। इस एकल बन्ध को (-) की तरह प्रदर्शित करते हैं। इस तरह PCl_5 एवं SF_6 की संरचना इस तरह है,



बहुपरमाण्विक आयन या अणुओं के लिए संरचनाओं का निर्माण:

- स्पीशीज जिनमें अष्टक नियम का उल्लंघन हुआ है, की संरचनाओं के निर्माण के लिए निम्न तरीकों का उपयोग करते हैं:

(i) सभी परमाणुओं पर उपस्थित कुल संयोजी इलेक्ट्रॉन की संख्या निर्धारित करते हैं तथा स्पीशीज पर कुल आवेश भी ज्ञात करते हैं (n_1).

(ii) $n_2 = [2 \times (H$ परमाणुओं की संख्या) $+8 \times$ (दूसरे परमाणुओं की संख्या)] ज्ञात करते हैं

(iii) कुल बन्धित इलेक्ट्रॉनों की संख्या ज्ञात करते हैं n_3 जो कि $n_2 - n_1$ के बराबर होती है अतः बन्धों की संख्या $= n_3/2$

(iv) अबन्धित (Non-bonding) इलेक्ट्रॉनों की संख्या निर्धारित करते हैं n_4 जो कि $n_1 - n_3$ के बराबर होती है अतः इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या $= n_4/2$

(v) केन्द्रीय परमाणु को ज्ञात कर लेते हैं तथा यह भी ज्ञात करते हैं कि अन्य परमाणुओं का वितरण कैसा है तथा ज्ञात करते हैं बन्धों की संख्या $= n_3/2$ इलेक्ट्रॉन युग्म की संख्या जिसके कारण अष्टक पूर्ण होता है $= n_4/2$

(vi) प्रत्येक परमाणु पर प्रारम्भिक आवेश ज्ञात करते हैं।

(vii) प्रारम्भिक आवेश = [(परमाणु में उपस्थित संयोजी इलेक्ट्रॉन) (बन्धों की संख्या) - (साझेदारी रहित इलेक्ट्रॉन की संख्या)]

(viii) अन्य जैसे अनुनाद आदि भी देखते हैं।

- संरचना ज्ञात करने हेतु कुछ उदाहरण निम्न प्रकार से हैं

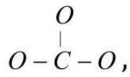
(i) CO_3^{2-}; $n_1 = 4 + (6 \times 3) + 2 = 24$

$n_2 = (2 \times 0) + (8 \times 4) = 32$($H$ परमाणुओं की संख्या $= 0$, अन्य परमाणु = 4 (1 'C' और 3 ' O ')

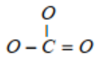
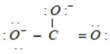
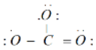
$n_3 = 32 - 24 = 8$, जबकि 8/2 = 4 बन्ध

$n_4 = 24 - 8 = 16$, जबकि 8 इलेक्ट्रॉन युग्म

- इस रचना में C केन्द्रीय परमाणु है तथा यह 3 ' O ' परमाणुओं से घिरा है अतः



, किन्तु कुल बन्ध = 4

- अतः  अब अष्टक पूर्ण करने हेतु इलेक्ट्रॉन युग्मों को व्यवस्थित करते हैं  तथा इस पर प्रारम्भिक आवेश लगा देने पर  रचना प्राप्त होती है।

(ii) CO_2; $n_1 = 4 + (6 \times 2) = 16$

$n_2 = (2 \times 0) + (8 \times 3) = 24$

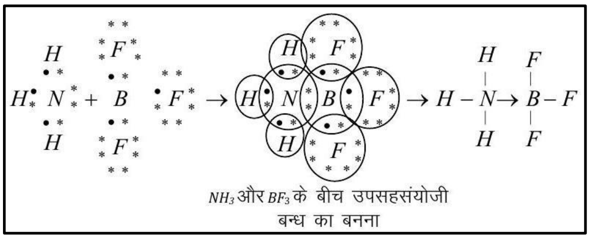
$n_3 = 24 - 16 = 8$, अतः 4 बन्ध

$n_4 = 16 - 8 = 8$, अतः 4 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म

- इसीलिए C की रचना $O - C - O$, किन्तु बन्ध = 4
- अतः $O = C = O$ इलेक्ट्रॉन युग्म को लगाकर अष्टक पूर्ण करते हैं अतः $:\ddot{O} = C = \ddot{O}:$ इसकी वास्तविक संरचना है।

उपसहसंयोजक बन्ध
(Co-ordinate covalent)

- यह एक विशेष प्रकार का सहसंयोजक बन्ध है। यहाँ बन्ध बनाने वाले दोनों इलेक्ट्रॉन केवल एक ही परमाणु द्वारा दिये जाते हैं। इस प्रकार उपसहसंयोजक बन्ध में इलेक्ट्रॉनों के एक एकाकी युग्म की एकतरफा साझेदारी होती है।
- परमाणु जो इलेक्ट्रॉन युग्म देता है दाता कहलाता है तथा परमाणु जो इलेक्ट्रॉन युग्म ग्रहण करता है ग्राही कहलाता है।
- इस बन्ध को एक तीर (→) के निशान द्वारा प्रदर्शित किया जाता है जो कि दाता से ग्राही की और निर्देशित रहता है।
- BF_3 अणु में B में दो इलेक्ट्रॉनों की कमी है अतः यह अपना अष्टक पूर्ण करने के लिए इलेक्ट्रॉन युग्म दाता जैसे $N(NH_3)$ से उपसहसंयोजक बन्ध बनाता है।



NH_3 और BF_3 के बीच उपसहसंयोजी बन्ध का बनना

- **उदाहरण:-**

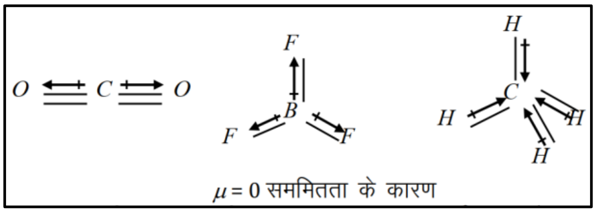
CO, N_2O, H_2O_2, N_2O_3, N_2O_4, $N_2O_5, HNO_3, NO_3^-, SO_2$, $SO_3, H_2SO_4, SO_4^{2-}, SO_2^{2-}, H_3PO_4, H_4P_2O_7$, H_3PO_3, Al_2Cl_6 (निर्जलीय), $O_3, SO_2Cl_2, SOCl_2, HIO_3$, $HClO_4$, $HClO_3, CH_3NC, N_2H_5^+, CH_3NO_2, NH_4^+$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ आदि।

उपसहसंयोजी यौगिकों के गुण-

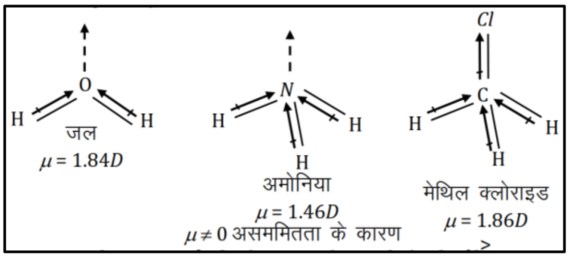
- इनके गलनांक व क्वथनांक शुद्ध सहसंयोजी यौगिकों से अधिक तथा शुद्ध आयनिक यौगिकों से कम होते हैं।
- यह जल अर्थात ध्रुवीय विलायकों में अत्यंत कम घुलनशील व कार्बनिक विलायकों में शीघ्रता से घुलने वाले होते हैं।
- यह विद्युत के अच्छे चालक नहीं हैं इनमें विलेय अवस्था तथा गलित अवस्था में भी विद्युत का चालन नहीं हो पाता है।
- ये बन्ध दृढ़ तथा दिशात्मक होते हैं अतः उपसहसंयोजी यौगिक समावयवता प्रदर्शित करते हैं।

द्विध्रुव आघूर्ण (Dipole Moment)

- कुल धन या ऋणावेश (q) तथा दो आवेशित सिरों के मध्य की दूरी (d) अर्थात् बन्ध लम्बाई के गुणनफल को द्विध्रुव आघूर्ण कहते हैं।
- यह μ के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।
  $\mu =$ विद्युतस्थैतिक आवेश × बन्ध लम्बाई
  $q = 10^{-10} esu$ की कोटि,
  $d = 10^{-8} cm$, की कोटि और,
  $\mu = 10^{-18} esucm$ की कोटि का होता है।
- द्विध्रुव आघूर्ण को डिबाई (D) इकाई द्वारा मापा जाता है।
  अतः $1D = 10^{-18}$ esu cm
  $= 3.33 \times 10^{-30}$ कूलॉम्ब मीटर (S.I. इकाई में).
- द्विध्रुव आघूर्ण को चिन्ह ($\longrightarrow$) के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। जिसका शीर्ष ऋणात्मक सिरे को प्रदर्शित करता है। द्विध्रुव आघूर्ण एक सदिश राशि है।
- सममित बहुपरमाण्विक अणु ध्रुवीय नहीं होते, इसलिए इनके द्विध्रुव आघूर्ण का कोई मान नहीं होता है।



- असममित बहुपरमाण्विक अणु : द्विध्रुव आघूर्ण का हमेशा कुछ न कुछ मान होता है। अणु जो कि प्रकृति में ध्रुवीय हैं जैसे H_2O, CH_3Cl, NH_3, आदि में द्विध्रुव आघूर्ण का एक निश्चित धनात्मक मान होता है।



(1) द्विध्रुव आघूर्ण किसी अणु की ज्यामिती निर्धारित करता है परमाणुओं से मिलकर बना है। कोई भी अणु जो कि दो या दो से अधिक ध्रुवीय बन्ध रखता है सममित नहीं होगा।

अणु ज्यामिती एवं द्विध्रुव आघूर्ण

सामान्य सूत्र	आण्विक ज्यामिती	द्विध्रुव आघूर्ण	उदाहरण
AX	रेखीय	शून्य रहित हो संकता है।	HF, HCl
AX_2	रेखीय (मुड़ा या V-आकार)	शून्य शून्य रहित	CO_2, NO_2, CS_2, H_2O
AX_3	त्रिकोणीय समतलीय पिरामिडल T-आकार का	शून्य शून्य रहित शून्य रहित	BF_3, NH_3, PCl_3, ClF_3
AX_4	चतुष्फलकीय (वर्ग समतलीय) झूले जैसा	शून्य शून्य शून्य रहित	CH_4, CCl_4, $XeF_4, SF_4, TeCl_4$
AX_5	त्रिकोणी द्विपिरामिडल (वर्ग पिरामिडल)	शून्य शून्य रहित	$PCl_5, BrCl_5$
AX_6	अष्टफलकीय (विकृत अष्टफलकीय)	शून्य शून्य रहित	SF_6, XeF_6
AX_7	पंचकोणीय द्विपिरामिडल	शून्य	IF_7

(2) प्रत्येक आयनिक यौगिक, फजान नियमानुसार कुछ सहसंयोजी लक्षण रखता है।

- अतः सहसंयोजी लक्षण की उपस्थिति में आयनिक गुण की प्रतिशतता निम्न समीकरण के द्वारा ज्ञात की जाती है।
- आयनिक लक्षण की प्रतिशतता $= \frac{\text{प्रेक्षित } \mu}{\text{सैद्धान्तिक } \mu} \times 100$
- छोटे आकार का कैटायन (cation) और बड़े आकार का एनायन (anion) होने पर सहसंयोजी लक्षण बढ़ता है।
- बड़े आकार का एनायन आसानी से ध्रुवित (polarized) होता है, जिससे सहसंयोजी लक्षण बढ़ता है।

(3) सिस समावयवी की तुलना में ट्रान्स समावयवी शून्य या बहुत कम द्विध्रुव रखते हैं।

$$\begin{array}{c} H-C-Cl \\ \| \\ H-C-Cl \end{array} \qquad \begin{array}{c} H-C-Cl \\ \| \\ Cl-C-H \end{array}$$

फजान का नियम
(Fajan's Rule)

- **फजान का नियम:** आयनिक यौगिकों या आयनिक बन्धों में ध्रुवीयता का बढ़ना या सहसंयोजक गुण का बढ़ना कई कारकों पर निर्भर करता है, इन कारकों का वर्णन फजान ने किया था अतः सम्बन्धित नियम फजान का नियम कहलाता है।
- आयनिक यौगिकों में पूर्णतः आयनिक बन्ध नहीं होता, उनमें कुछ सहसंयोजी (covalent) लक्षण भी पाए जाते हैं।
- आयनिक बन्ध में ध्रुवीकरण (polarization) के कारण सहसंयोजी गुण उत्पन्न होते हैं।
- आयन की ध्रुवण तथा ध्रुवणीयता को प्रभावित करने वाले कारकों का वर्णन फजान का नियम करता है।
- ये कारक है।

(1) धनायन का छोटा आकार : धनायन का आकार घटने पर इसकी ध्रुवीकरण क्षमता बढ़ जाती है तथा सहसंयोजक गुण उतना ही अधिक हो जाता है।

(2) ऋणायन का बड़ा आकार : ऋणायन का आकार बढ़ने पर ध्रुवीकरण क्षमता बढ़ जाती है तथा सहसंयोजक गुण भी उतना ही अधिक हो जाता है।

(3) दोनों आयनों में से किसी एक पर अत्यधिक आवेश : जैसे-जैसे आयन पर आवेश बढ़ता है ऋणायन के बाह्य इलेक्ट्रॉनों के लिए धनायन का विद्युतस्थैतिक आकर्षण भी बढ़ता जाता है। जिसके फलस्वरूप सहसंयोजक बन्ध बनाने की इनकी क्षमता भी बढ़ती है।

(4) धनायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : समान आकार तथा आवेश के दो आयनों के लिए, जिसमें एक मिथ्या (Psuedo) उत्कृष्ट गैस विन्यास (अर्थात् बाह्यतम कोश में 18 इलेक्ट्रॉन) वाला आयन, उत्कृष्ट गैस विन्यास (अर्थात् बाह्यतम कोश में 8 इलेक्ट्रॉन) वाले धनायन से अधिक ध्रुवीय होगा।

संयोजकता बन्ध सिद्धान्त
(Valence bond theory)

- यह परिकल्पना हिटलर और लन्दन ने 1927 में दी थी, और पाउलिंग तथा स्लिटर द्वारा 1931 में संशोधित किया गया।
- जब दो परमाणु एक दूसरे के निकट आते हैं, तो उनके कक्षक एक दूसरे पर अतिव्यापित होते हैं और सहसंयोजक बन्ध का निर्माण करते हैं।
- कक्षक जिनमें विपरीत चक्रण वाले अयुग्मित इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं एक दूसरे को अतिव्यापित करते हैं।
- अतिव्यापन के बाद नया व्यवस्थित बन्धीय कक्षक बनता है जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावना अधिकतम होती है।
- एकत्रित इलेक्ट्रॉनों व नाभिक के मध्य विद्युतस्थैतिक आकर्षण के कारण व विपरीत चक्रण वाले इलेक्ट्रॉनों के द्वारा सहसंयोजक बन्ध का निर्माण होता है।
- अतिव्यापन का परिमाण अधिक होने पर, बन्ध लम्बाई कम होगी तथा आकर्षण जितना अधिक होगा बन्ध ऊर्जा व बन्ध का स्थायित्व भी उतना ही अधिक होगा।
- **अतिव्यापन का परिमाण :** अतिव्यापन में भाग लेने वाले कक्षक व अतिव्यापन की प्रकृति पर निर्भर करता है।
- यदि संयोजी कोश नाभिक के अधिक पास होगें तो उनकी बन्ध ऊर्जा व अतिव्यापन भी अधिक होगा।
- दो उपकोशों के समान ऊर्जा स्तर के मध्य यदि उपकोश अधिक दिशात्मक है तो उनके मध्य अतिव्यापन अधिक होगा।
  बन्ध ऊर्जा : $2s-2s<2s-2p<2p-2p$
- s-कक्षक सममित गोलाकार होते हैं, इसलिए यह केवल शीर्षस्थ अतिव्यापन (head on overlapping) दर्षाते हैं जबकि p-कक्षक दिषात्मक होने के कारण शीर्षस्थ व पार्श्वीय दोनों में से किसी भी प्रकार का अतिव्यापन प्रदर्षित कर सकते हैं । विभिन्न प्रकार के अतिव्यापन सिग्मा (σ) एवं पाई (π) बन्ध देते हैं।

सिग्मा (σ) बन्ध	पाई (π) बन्ध
यह $2s$-कक्षकों के या $2p$-कक्षकों के या $1s$ और $1p$-कक्षक के मध्य सिरस्थ अतिव्यापन द्वारा बनता है।	यह दो $2p$-कक्षकों के पार्श्वीय अतिव्यापन के फलस्वरूप बनता है।
यह तुलनात्मक रूप से अधिक प्रबल होते हैं।	यह तुलनात्मक रूप ये कम प्रबल होते हैं।
इनकी बन्ध ऊर्जा 80 kcals होती है।	इनकी बन्ध ऊर्जा 65 kcals होती है।
यह अधिक स्थायी है ।	यह कम स्थायी हैं।
यह स्वतन्त्र अस्तित्व में रहते हैं।	σ-बन्ध के बिना इनका कोई अस्तित्व नहीं है।
यह कम क्रियाशील बन्ध है।	यह अधिक क्रियाशील बन्ध है
अन्तनाभिकीय अक्ष के सापेक्ष इलेक्ट्रॉन अभ्र सममित होता है।	इलेक्ट्रॉन अभ्र परमाण्विय नाभिक के ऊपर व नीचे स्थित होता है।

संकरण (Hybridisation)

- संकरण की संकल्पना पाऊलिंग (Pauling) और स्लेटर (Slater) ने दी। इनके अनुसार समान परमाणुओं के लगभग समान ऊर्जाओं के असमान कक्षक आपस में मिलकर, समान संख्या में समान ऊर्जा के समान आकार के नये कक्षक बनाते हैं, इस प्रकार नये बने कक्षक को संकरित कक्षक कहते हैं।

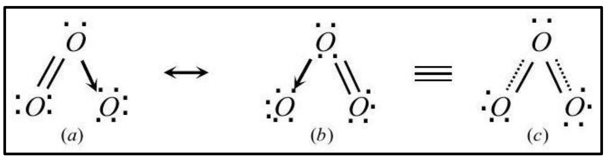
संकरण के गुण

(1) समान ऊर्जाओं के कक्षक तथा समान परमाणु या आयन से सम्बन्धित कक्षकों में ही संकरण पाया जाता है।
(2) संकरण केवल कक्षकों के मध्य होता है न कि इलेक्ट्रॉनों के मध्य।
(3) संकरण की घटना में समान ऊर्जा के कक्षक ही मिलकर उतने ही संकरित कक्षक संख्या में बनाते हैं जैसे एक s और तीन $p(p_x, p_y$, और p_z) मिलकर चार नये संकरित कक्षक बनाते हैं।
(4) किसी अणु में संकरण के दौरान केन्द्रीय परमाणु की ऑक्सीकरण अवस्था, उसकी उत्तेजित अवस्था में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।
(5) अर्द्धपूर्ण और पूर्ण दोनों समान ऊर्जा कक्षक संकरण में भाग लेते हैं ।
(6) संकरित कक्षक केवल σ-बन्ध का निर्माण करते हैं।
(7) वे कक्षक जो π-बन्ध बनाते हैं संकरण में भाग नहीं लेते।
(8) संकरण कभी भी पृथक परमाणुओं के मध्य नहीं होता है। यह हमेशा बन्ध निर्माण के समय ही होता है।
(9) संकरित कक्षक त्रिविम में यथा उचित स्थान पर होते हैं जिसके कारण अणु की निश्चित ज्यामितीय होती है।
(10) संकरित कक्षक अतिव्यापन के लिए अधिक सक्षम होते हैं, शुद्ध s, p व d-कक्षकों की तुलना में।
(11) संकरित कक्षक अपनी ऊर्जा न्यून रखते हैं।

- **संकरण के प्रकार को कैसे निर्धारित करते हैं :** किसी अणु में संकरण निम्न सूत्र के द्वारा ज्ञात किया जा सकता है तथा उसकी आकृति को भी इसके द्वारा ज्ञात किया जा सकता है,
  $H=\frac{1}{2}(V+M-C+A)$
- जहाँ $H=$ संकरण में भाग लेने वाले कक्षकों की संख्या जैसे 2,3,4, 5,6 और 7 इसके आधार पर संकरण की प्रकृति, $sp, sp^2, sp^3, sp^3d, sp^3d^2$, sp^3d^3 आदि ज्ञात की जा सकती हैं।
  $V=$ केन्द्रीय परमाणु की बाहरी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या,
  $M=$ एकल संयोजी परमाणुओं की संख्या
  $C=$ धनायन पर आवेश,
  $A=$ ऋणायन पर आवेश

अनुनाद (Resonance)

- हाइजेनबर्ग (Heigenberg) (1920) नामक वैज्ञानिक ने अनुनाद की घटना व इसकी क्रियाविधि को कुछ अणुओं में समझाया। कुछ अणुओं में केवल लुईस संरचना अणुओं के सभी गुणों को समझाने हेतु पर्याप्त नहीं है, क्योंकि इन अणुओं को केवल एक संरचनात्मक सूत्र के द्वारा नहीं समझाया जा सकता, बल्कि इन्हें एक से अधिक संरचनात्मक सूत्रों द्वारा प्रदर्शित किया जाता है और इनकी प्रत्येक संरचना अणु के सभी गुणों को समझाने में असमर्थ होती है अतः सभी संरचनाओं के मध्यस्थ को वास्तविक संरचना माना जाता है इस संरचना को अनुनाद संरचना व इसकी अन्य संरचनाओं को अनुनादी संरचनायें या केनोनिकल संरचनायें कहा जाता है तथा इसकी अणु में पाये जाने की घटना अनुनाद कहलाती है।
- यदि हम ओजोन (O_3) के अणु पर विचार करें जो कि निम्न संरचनात्मक सूत्रों द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है



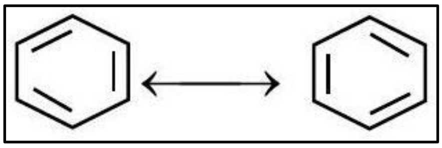
- ओजोन के अनुनादी रूपों में (a) व (b) रूप समान हैं किन्तु अधिक संतोषजनक रूप (c) है जो कि अनुनादी संरचनाओं के एकल व द्विक बन्ध के बीच का बन्ध प्रदर्शित करता है।
- बेन्जीन, टॉलूईन, O_3, ऐलीन ($>C=C=C<$), $CO_1 CO_2, CO_3^-, SO_3, NO, NO_2$ अनुनाद प्रदर्शित करते हैं तथा $H_2O_2, H_2O, NH_3, CH_4, SiO_2$. अनुनाद प्रदर्शित नहीं करते।
- अनुनाद के कारण, अणु में बन्ध लम्बाई समान हो जाती है जैसे $O-O$ बन्ध लम्बाई ओजोन में और $C-O$ बन्ध लम्बाई CO_3^{2-} आयन में।
- अनुनादी संरचनाओं की तुलना में अनुनादी संकर संरचना की ऊर्जा निम्न व यह अन्य संरचनाओं की तुलना में अधिक स्थायी होता है।
- किसी अणु की अनुनादी ऊर्जा जितनी अधिक होगी उस अणु का स्थायित्व भी उतना ही अधिक होगा।
- लगभग समान ऊर्जा के, जिस अणु के अधिक संख्या में केनोनिकल रूप होगें वह अणु उतना ही अधिक स्थायी होगा।
- अनुनादी संरचनाएं परमाणुओं की स्थिति, युग्मित व अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की संख्या में समान होती हैं किन्तु उनमें इलेक्ट्रॉन की व्यवस्था में अन्तर होता हैं।
- यह किसी अणु की वास्तविक बन्ध ऊर्जा और सबसे अधिक स्थायी अनुनादी संरचना (जिसकी ऊर्जा न्यूनतम है) का अन्तर होता है।
- अतः अनुनादी ऊर्जा = वास्तविक बन्ध ऊर्जा - सबसे अधिक स्थायी अनुनादी संरचना की ऊर्जा

◈ अणु अथवा आयन जिनमें अनुनाद पाया जाता है, की आबन्ध कोटि बदल जाती है इसे निम्न सूत्र के द्वारा ज्ञात किया जाता है

◈ बन्ध क्रम या आबन्ध कोटि

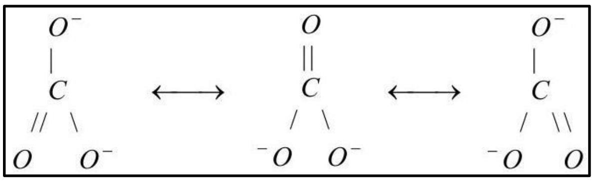
$= \frac{\text{सभी संरचनाओं में दो परमाणुओं के मध्य कुल बन्धों की संख्या}}{\text{कुल अनुनादी संरचनाऐं}}$

◈ बेन्जीन में



◈ बन्ध क्रम या आबन्ध कोटि

$= \frac{\text{द्वि बन्ध + एकल बन्ध}}{2} = \frac{2+1}{2} = 1.5$ कार्बोनेट आयन में



बन्ध क्रम $= \frac{2+1+1}{3} = 1.33$

बन्ध के गुण
(Bond characteristics)

(1) बन्ध लम्बाई (Bond length)

◈ दो बन्धीय परमाणुओं के केन्द्रकों के मध्य की दूरी बन्ध लम्बाई कहलाती है। इसे Å या pm (पिकोमीटर) के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। ($1\text{Å} = 10^{-10}$ m) or $\left(1\text{pm} = 10^{-12}\text{ m}\right)$.

◈ आयनिक यौगिकों में बन्ध लम्बाई का मान दोनों परमाणुओं के आयनिक त्रिज्याओं के योग के बराबर होता है ($d = r_+ + r_-$) तथा सहसंयोजी यौगिकों में बन्ध लम्बाई उनकी सहसंयोजी त्रिज्याओं के योग के बराबर होती है (HCl के लिए, $d = r_H + r_{Cl}$)

◈ बन्ध लम्बाई को प्रभावित करने वाले कारक

(i) परमाणुओं का आकार बढ़ने पर इनकी बन्ध लम्बाई का मान भी बढ़ जाता है $H - X$ में बन्ध लम्बाई का क्रम होगा, $\text{HI} > \text{HBr} > \text{HCl} > \text{HF}$.

(ii) बहुबन्धुता बढ़ने पर बन्ध लम्बाई घटती जाती है। कार्बन-कार्बन के मध्य बहुबन्धुता के आधार पर बन्ध लम्बाई, बहुबन्धुता के बढ़ने पर घटती है, $C \equiv C < C = C < C - C$.

(iii) s-कक्षक आकार में छोटा होता है। अतः संकरण में s लक्षण के बढ़ने पर संकरित कक्षक आकार में छोटा होगा तथा बन्ध लम्बाई भी उतनी ही कम हो जायेगी। उदाहरण के लिए,
$sp^3C - H > sp^2C - H > spC - H$

(iv) अध्रुवीय अणु में परमाणुओं के मध्य बन्ध लम्बाई, ध्रुवीय अणु में बन्ध लम्बाई की तुलना में अधिक होती है।

(2) बन्ध ऊर्जा (Bond energy)

◈ किसी अणु के परमाणुओं के मध्य किसी विशेष बन्ध (1मोल) को तोड़कर उन्हें गैसीय अवस्था के परमाणुओं में, परिवर्तित करने के लिए जितनी ऊर्जा की आवश्यकता होती है वह बन्ध की विघटन ऊर्जा या बन्ध ऊर्जा कहलाती है।

◈ बन्ध ऊर्जा को $kJmol^{-1}$ के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। अतः बन्ध की विघटन ऊर्जा जितनी अधिक होगी बन्ध उतना ही अधिक मजबूत होगा।

◈ बन्ध ऊर्जा को प्रभावित करने वाले कारक

(i) परमाणु का आकार बढ़ने पर, बन्ध लम्बाई भी बढ़ जाती है तथा बन्ध की विघटन ऊर्जा उतनी ही कम हो जाती है तथा बन्ध की शक्ति उतनी ही कम हो जाती है।

(ii) यदि समान परमाणुओं के मध्य बन्धों की संख्या बढ़ती है तो बन्ध की संख्या बढ़ने के साथ-साथ बन्ध की विघटन ऊर्जा भी बढ़ जाती है क्योंकि परमाणु पास-पास आ जाते हैं।

(iii) बन्धीय परमाणुओं पर एकांकी इलेक्ट्रॉन युग्म की संख्या बढ़ने पर, परमाणुओं के मध्य प्रतिकर्षण उतना ही अधिक बढ़ जाता है तथा उनकी बन्ध विघटन ऊर्जा उतनी ही कम हो जाती है।

(iv) यदि किसी संकरित कक्षक की s प्रकृति जितनी अधिक होगी तब उसकी बन्ध ऊर्जा भी उतनी ही अधिक हो जायेगी। अतः बन्ध ऊर्जा का घटता क्रम होगा, $sp > sp^2 > sp^3$

(v) ऋण विद्युतता में अन्तर बढ़ने पर, बन्ध ध्रुवीयता भी बढ़ जाती है और बन्ध ध्रुवीयता बढ़ने पर बन्ध की शक्ति भी उतनी ही बढ़ जाती है तथा उसकी बन्ध ऊर्जा का मान भी बढ़ जाता है। जैसे निम्न में बन्ध ऊर्जा का क्रम, $\text{H} - \text{F} > \text{H} - \text{Cl} > \text{H} - \text{Br} > \text{H} - \text{I}$,

(vi) हैलोजनों में $\text{Cl} - \text{Cl} > \text{F} - \text{F} > \text{Br} - \text{Br} > \text{I} - \text{I}$, (बन्ध ऊर्जा क्रम) अनुनाद बन्ध ऊर्जा बढ़ाता है।

(3) बन्ध कोण (Bond angle)

◈ यदि अणु तीन या तीन से अधिक परमाणुओं से मिलकर बना होता है तो बन्धीय कक्षकों के मध्य औसत कोण (दो सहसंयोजक बन्धों के मध्य) बन्ध कोण (θ) कहलाता है।

◈ बन्ध कोण को प्रभावित करने वाले कारक

(i) केन्द्रीय धातु या परमाणु से जुड़े आयन या समूह के मध्य प्रतिकर्षण बन्ध कोण को बढ़ा अथवा घटा सकता है।

(ii) संकरण में s संकरित बन्ध का s लक्षण बढ़ने पर बन्ध कोण भी बढ़ जाता है।

संकरण का प्रकार	sp^3	sp^2	sp
बन्ध कोण	$109^\circ 28'$	120°	180°

(iii) यदि इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या बढ़ती है तो बन्ध कोण लगभग 2.5 घटता जाता है।

यौगिक	CH_4	NH_3	H_2O
बन्ध कोण	109°	107°	105°

(iv) यदि केन्द्रीय परमाणु की ऋण विद्युतता का मान घटता है तो बन्ध कोण का मान भी घट जाता है।

	H_2O	$> H_2S$	$> H_2Se$	$> H_2Te$
बन्ध कोण	104.5°	92.2°	91.2°	89.5°

◈ यदि अणुओं के केन्द्रीय परमाणु समान हों तो बन्ध कोण का मान, केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर घिरे परमाणुओं की ऋण विद्युता के घटने के साथ-साथ बढ़ता जाता है।

	PCl_3	PBr_3	PI_3,	$AsCl_3$	$AsBr_3$	AsI_3
बन्ध कोण	100°	101.5°	102°	98.4°	100.5°	101°

अणु-कक्षक सिद्धान्त (Molecular orbital theory or MOT)

- सहसंयोजक बन्ध निर्माण का अणु-कक्षक सिद्धान्त हुण्ड (Hund) व मुलिकन (Mulliken) ने 1932 में दिया था।

इस सिद्धान्त की मुख्य धारणाऐं हैं

- जब दो परमाण्विक कक्षक आपस में मिलते हैं या अतिव्यापित होते हैं व अपनी पहचान खोकर एक नये कक्षक का निर्माण करते हैं तो यह नया कक्षक ही आण्विक कक्षक कहलाता है।
- किसी अणु के आण्विक कक्षक की ऊर्जा अवस्थाओं में इलेक्ट्रॉन का भराव ठीक उसी प्रकार होता है जैसे परमाणु की ऊर्जा अवस्था में परमाणु कक्षक में इलेक्ट्रॉन भरते हैं।
- किसी आण्विक कक्षक में इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावना नाभिकों के समूह के चारों ओर होती है इसका वितरण ठीक उसी प्रकार होता है जैसे परमाण्विक कक्षक में एकल नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावना होती है।
- केवल वे परमाण्विक कक्षक आपस में मिलकर आण्विक कक्षक का निर्माण कर सकते हैं जिनकी ऊर्जा व दिशात्मक स्थिति (ऑरियेन्टेशन) समान हों। उदाहरण के लिए $1s$ कक्षक, $1s$ कक्षक के साथ ही मिल सकता है $2s$ कक्षक के साथ नहीं। इसी तरह s, p_z के साथ अतिव्यापित हो सकता है किन्तु p_x व p_y के साथ नहीं। इसी प्रकार p_z, p_z के साथ अतिव्यापित हो सकता है किन्तु p_x व p_y के साथ नहीं।
- जितने परमाण्विक कक्षक आपस में मिलते हैं उतने ही आण्विक कक्षक बनते हैं।
- जब दो परमाण्विक कक्षक आपस में मिलते हैं तब वह दो नये कक्षक का निर्माण करते हैं एक को आबन्धीय आण्विक कक्षक व दूसरे को प्रतिआबन्धीय आण्विक कक्षक कहते हैं।
- प्रतिआबन्धीय आण्विक कक्षक की तुलना में आबन्धीय आण्विक कक्षक की ऊर्जा कम व यह अधिक स्थायी होता है।
- आबन्धीय आण्विक कक्षक को σ, π के द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है, किन्तु प्रति आबन्धीय आण्विक कक्षक को σ^*, π^* के द्वारा प्रदर्शित किया जाता है।
- किसी आणविक कक्षक की आकृति, अतिव्यापित होने वाले परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन के प्रकार पर निर्भर करती है।
- अणु में आण्विक कक्षक आफबाऊ सिद्धान्त, पाउली अपवर्जन सिद्धान्त एवं हुण्ड के नियम अनुसार भरते हैं। द्वितीय आवर्त के तत्वों एवं हाइड्रोजन द्वारा निर्मित आण्विक कक्षकों के बीच बढ़ती हुई ऊर्जा का सामान्य क्रम एवं उनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास नीचे दिया गया है।
- इलेक्ट्रॉन आण्विक कक्षको की बढ़ती हुई ऊर्जा क्रम में भरते हैं जिनमें क्रम हैं

  (a) $\sigma 1s, \sigma^* 1s, \sigma 2s, \sigma^* 2s, \sigma 2p_x, \pi 2p_y\ \pi^* 2p_y, \sigma^* 2p_x\ \pi 2p_z, \pi^* 2p_z$

  बढ़ती हुई ऊर्जा ($>$ 14 इलेक्ट्रॉन के लिये)

  (b) $\sigma 1s, \sigma^* 1s, \sigma 2s, \sigma^* 2s, \pi 2p_y, \sigma 2p_x, \pi^* 2p_z$

  बढ़ती हुई ऊर्जा ($\leq$ 14 इलेक्ट्रॉन के लिये)

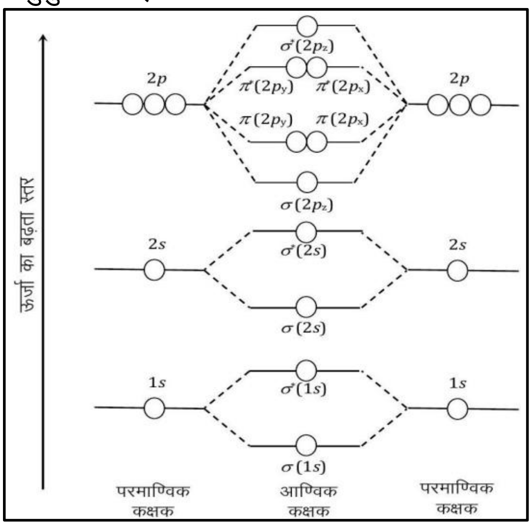
- दो परमाणुओं के बीच बन्धों की संख्या को बन्ध कोटि कहते हैं और इसे निम्न के द्वारा दिया जाता है।

  बन्ध कोटि $= \left(\frac{N_B - N_A}{2}\right)$

  यहाँ $N_B =$ बन्धी MO में इलेक्ट्रॉनों की संख्या

  $N_A =$ विपरीत बन्धी MO में इलेक्ट्रॉनों की संख्या

  स्थायी अणु/आयन के लिये, $N_B > N_A$
- बन्ध क्रम $\propto$ अणुओं का स्थायित्व $\propto$ विघटन ऊर्जा $\propto \frac{1}{\text{बन्ध लम्बाई}}$
- यदि किसी अणु में युग्मित इलेक्ट्रॉन होंगे तो वह अणु प्रतिचुम्बकीय होगा किन्तु यदि अणु में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन होंगे तो वह अणु अनुचुम्बकीय होगा। पदार्थ में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की संख्या जितनी अधिक होगी पदार्थ उतना ही अधिक अनुचुम्बकीय होगा।



आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख
($Z > 7$ तक के तत्वों के लिये)

हाइड्रोजन बन्धन (Hydrogen bonding)

- सन् 1920 में लेटीमर (Latimer) और रोडेबुश (Rodebush) ने हाइड्रोजन बन्ध का विचार प्रस्तावित किया।
- हाइड्रोजन बन्धन के निर्माण के लिये अणु में हाइड्रोजन परमाणु से बन्धन के लिये F, O अथवा N जैसा उच्च ऋणविद्युती परमाणु होना चाहिये एवं ऋणविद्युती परमाणु का आकार अत्यन्त छोटा होना चाहिये ।

हाइड्रोजन बन्धन का प्रकार

(1) अन्तरआण्विक (Interatomic) हाइड्रोजन बन्ध :

- अन्तरआण्विक हाइड्रोजन बन्ध दो या दो से अधिक अणुओं के मध्य होते हैं, जोकि समान या असमान पदार्थों के हो सकते हैं।

  (i) हाइड्रोजन फ्लोराइड अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बन्धन।

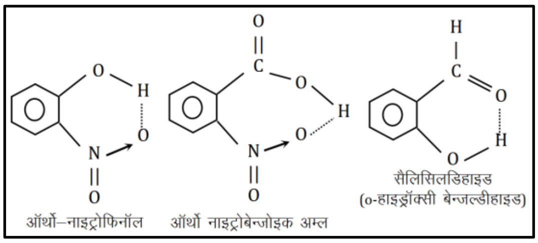
  (ii) एल्कोहल एवं जल के अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बन्धन।

(2) अन्तराण्विक हाइड्रोजन बन्ध (किलेशन)

◈ इस प्रकार की हाइड्रोजन बन्धुता "किलेशन" कहलाती है व यह एक ही अणु के दो परमाणुओं के मध्य होती है। यह हाइड्रोजन परमाणु व उच्च

◈ ऋणी विद्युतीय परमाणु (F, O या N) के मध्य एक ही अणु में होती है। जिसके कारण अणु में चक्रियता उत्पन्न हो जाती है व उसके संगुणन करने की क्षमता क्षीण हो जाती है। यह मुख्यतः कार्बनिक यौगिकों में पाया जाता है। इसके कारण अणु यौगिक के भौतिक गुणों पर बहुत कम प्रभाव पड़ता है।

◈ उदाहरण के लिए, ऑर्थो-नाइट्रोफिनॉल व ऑर्थो-बेन्जोइक अम्ल में अन्तराण्विक हाइड्रोजन बन्धन पाया जाता है।



◈ अन्तरआण्विक और अन्तराआण्विक हाइड्रोजन बन्धन का परिमाण तापक्रम पर निर्भर करता है

हाइड्रोजन बन्धन के प्रभाव

◈ हाइड्रोजन बन्धन कुछ यौगिकों में असामान्य भौतिक गुणों को समझाने में महत्वपूर्ण भूमिका निभाते हैं,

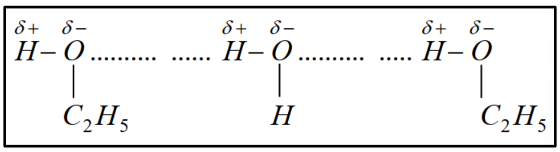
(1) वियोजन : जलीय विलयन में HF वियोजित होकर (HF_2^-) डाईफ्लोराइड आयन बनाता है (किन्तु फ्लोराइड आयन F^-नहीं)। यह HF में हाइड्रोजन बन्धन के कारण होता है। इसी कारण KHF_2 का अस्तित्व है, निर्मित हाइड्रोजन बन्ध सामान्यतः अणु में उपस्थित सहसंयोजी बन्ध से लम्बा होता है। (उदाहरण $H_2O, O - H$ बन्ध = 0.99Å किन्तु H -बन्ध = 1.77Å)

(2) संगुणन : कुछ अणु जैसे कार्बोक्सिलिक अम्ल डाईमर बनाते हैं, जो कि हाइड्रोजन बन्धन के कारण ही होता है। कुछ अणुओं का अणुभार इसी कारण उनके सामान्य सूत्र के अणुभार का दुगुना होता है जैसे एसीटिक अम्ल का अणुभार 120 ज्ञात हुआ है।

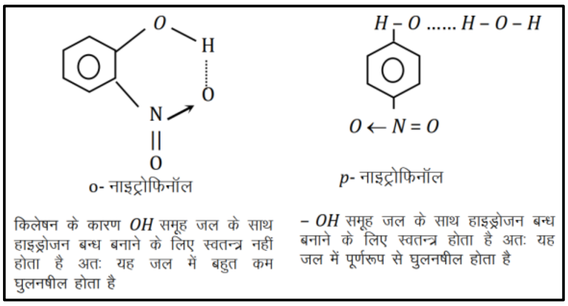
(3) उच्च गलनांक व क्वथनांक : जिन अणुओं में हाइड्रोजन बन्धन होता है, उनका गलनांक व क्वथनांक असामान्य रूप से अधिक पाया जाता है।

◈ कुछ अणुओं जैसे $(H_2O, HF$ और $NH_3)$ आदि में हाइड्रोजन बन्धन के कारण बन्धों को तोड़ने के लिए कुछ अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है

(4) घुलनशीलता : कुछ ऐसे सहसंयोजी यौगिक हैं जो कि जल में घुल जाते हैं क्योंकि उनके मध्य हाइड्रोजन बन्धन पाया जाता है जैसे कुछ निम्न श्रेणी के एल्कोहल जल में हाइड्रोजन बन्धन के कारण घुलनशील होते हैं।



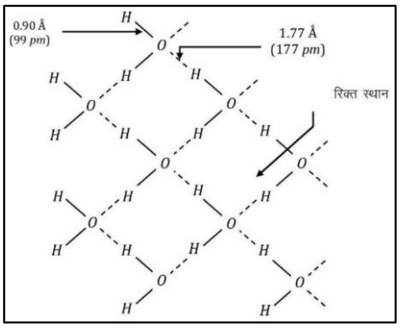
◈ अन्तराआण्विक हाइड्रोजन बन्ध के कारण जलीय विलयनों में घुलनशीलता बढ़ जाती है, जबकि अन्तराआण्विक हाइड्रोजन बन्ध के कारण जलीय विलयनों में घुलनशीलता कम हो जाती है इसका मुख्य कारण यह है कि अणु (एक ही) अन्तराआण्विक हाइड्रोजन बन्धन के कारण, जल में हाइड्रोजन बन्ध नहीं बना पाता।



(5) जिन अणुओं में अन्तरआण्विक हाइड्रोजन बन्धन पाया जाता है उनकी वाष्पशीलता घट जाती है व उनका क्वथनांक बढ़ जाता है।

(6) श्यानता और पृष्ठ तनाव : पदार्थ जिसमें हाइड्रोजन बन्ध पाया जाता है, में अणु आपस में संगुणित रहते हैं। अतः उनकी गति तुलनात्मक रूप से थोड़ी कठिन होती है दूसरे शब्दों में उनमें अधिक श्यानता व पृष्ठ तनाव पाया जाता है।

(7) जल की तुलना में बर्फ का घनत्व कम होने व जल का घनत्व 277k पर अधिकतम होने का कारण : बर्फ में हाइड्रोजन बन्धन के कारण जाल की तरह रचना बन जाती है जो कि चित्र में प्रदर्शित है। इस रचना में जल के अणु चतुष्कोणीय व्यवस्था में आपस में जुड़े होते हैं। (जल का एक अणु अन्य चार जल के अणुओं द्वारा) जल की तुलना में बर्फ का घनत्व इसी रचना के कारण $273^\circ K$ पर कम हो जाता है जिसके कारण वह जल की सतह पर तैरता रहता है।इसे गर्म करने पर हाइड्रोजन बन्ध विकृत होना प्रारम्भ कर देते हैं और जल के अणु पास-पास न रहकर दूर-दूर हो जाते हैं और वह द्रव अवस्था में परिवर्तित हो जाते हैं। द्रव अवस्था में अणु पुनः हाइड्रोजन बन्ध स्थापित कर लेते हैं वे निकट आ जाते हैं और द्रव का आयतन कम होकर उसका घनत्व बढ़ जाता है। इस स्थिति में तापमान $277^\circ K$ तक पहुँच जाता है, $277^\circ K$ के ऊपर गर्म करने पर, H-बन्ध टूटने लगते हैं। आयतन बढ़ जाता है व घनत्व घट जाता है। अतः जल का अधिकतम घनत्व $277^\circ K$ पर होता है।



बर्फ में H_2O की पिंजरे जैसी संरचना

संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धांत
Valence Shell Electrons Pair Repulsion Theory

- वी. एस. ई. पी. आर. सिद्धांत सहसंयोजी आकृति को समझने के लिए एक सरल कार्यविधि उपलब्ध कराता है। यह विधि सर्वप्रथम सन् 1940 में सिजविक तथा पॉवेल (Sidgwick and Powell) ने परमाणुओं के संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अन्योग्य क्रियाओं के आधार पर प्रतिपादित की थी।
- इस विधि को नाइहोम तथा गिलेस्पी (Nyholm and Gillespie) ने सन् 1957 में और अधिक विकसित तथा संशोधित किया।

❖ वी. एस. ई. पी. आर. सिद्धांत की मूलभूत धारणाएँ हैं-

- अणु की आकृति, केंद्रीय परमाणु के आसपास उपस्थित संयोजीकोश इलेक्ट्रॉन युग्मों (संयोजित अथवा असंयोजित) की संख्या पर निर्भर करती है।
- केंद्रीय परमाणु के संयोजकता कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन युग्म एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं, क्योंकि उनके इलेक्ट्रॉन अभ्र (Electron Cloud) पर ऋणात्मक आवेश होता है।
- ये इलेक्ट्रॉन युग्म त्रिविम में उन स्थितियों में अवस्थित होने का प्रयत्न करते हैं, जिसके फलस्वरूप उनमें प्रतिकर्षण कम से कम हो। इस स्थिति में उनके मध्य अधिकतम दूरी होती है।
- संयोजकता-कोश को एक गोले के रूप में माना जाता है तथा इलेक्ट्रॉन युग्म गोलीय (Spherical) सतह पर एक दूसरे से अधिकतम दूरी पर स्थित होते हैं।
- बहुआबंध को एक एकल इलेक्ट्रॉन युग्म के रूप में तथा इस बहुआबंध के दो या तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों को एकल सुपर युग्म समझा जाता है।
- यदि अणु को दो या अधिक अनुनाद संरचनाओं द्वारा दर्शाया जा सके, तो इस स्थिति में वी. एस. ई. पी. आर मॉडल ऐसी प्रत्येक संरचना पर लागू होता है।

❖ इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच प्रतिकर्षण अन्योन्य क्रियाएँ निम्न-लिखित क्रम में घटती हैं-

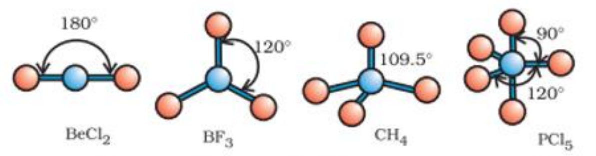
- एकाकी युग्म - एकाकी युग्म > एकाकी युग्म > आबंधी युग्म > आबंधी युग्म - आबंधी युग्म -
- नाईहोम तथा गिलेस्पी ने इलेक्ट्रॉनों के एकाकी युग्मों तथा आबंधी युग्मों के महत्त्वपूर्ण अंतरों की व्याख्या करते हुए वी. एस. ई. पी. आर. मॉडल में सुधार किया। एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म केंद्रीय परमाणु पर स्थानगत (Localised) होते हैं, जबकि प्रत्येक आबंधी युग्म दो परमणुओं के बीच सहभाजित होता है।
- अतः किसी अणु में आबंधी इलेक्ट्रॉन युग्म की अपेक्षा एकाकी युग्म अधिक स्थान घेरते हैं।
- इसके फलस्वरूप एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्मों के बीच एकाकी युग्म आबंधी युग्म तथा आबंधी युग्म-आबंधी युग्म की अपेक्षा अधिक प्रतिकषर्ण होता है।
- इन प्रतिकर्षण-प्रभावों के कारण अणु की संभावित आकृति में भिन्नता होती है तथा अणु के आबंध कोणों में भी अंतर आ जाता है।
- वी. एस. ई. पी. आर. मॉडल की सहायता से अणुओं की ज्यामितीय आकृतियों का पूर्वानुमान लगाने के लिए अणुओं को दो श्रेणियों में बाँटा जाता है-

(i) वे अणु, जिनके केंद्रीय परमाणु पर कोई भी एकाकी युग्म उपस्थित नहीं होता है।

(ii) वे अणु, जिनके केंद्रीय परमाणु पर एक या एक से अधिक एकाकी युग्म उपस्थित होते हैं।

- सारणी में एकाकी युग्मरहित केंद्रीय परमाणु A के चारों ओर इलेक्ट्रॉन युग्मों की व्यवस्था तथा AB प्रकार के कुछ अणुओं अथवा आयनों की ज्यामितियाँ दर्शाई गई हैं।

जैसा सारणी में दर्शाया गया है, AB_2, AB_3,AB_4, AB_5 तथा AB_6 प्रकार के यौगिकों के अणुओं में केंद्रीय परमाणु A की चारों ओर इलेक्ट्रॉन युग्मों तथा B परमाणुओं की व्यवस्था क्रमशः इस प्रकार है- रैखिक, त्रिकोणीय समतल. चतुष्फलकीय, त्रिफलकीय-द्विपिरामिडी तथा अष्टफलकीय। इस प्रकार की ज्यामितियाँ $BF_3(AB_3)$, CH_4 (AB_4) तथा $PCI_5(AB_5)$ अणुओं द्वारा दर्शाई जाती हैं। इन अणुओं की ज्यामितियों को गेंद-डंडी (Ball-stick) मॉडलों द्वारा नीचे प्रदर्शित किया गया है-



बिना एकाकी युग्म वाले केंद्रीय परमाणु युक्त अणुओं की आकृतियाँ

- सारणी में कुछ उन सरल अणुओं तथा आयनों की ज्यामिति दी गई है. जिनके केंद्रीय परमाणु पर एक या एक से अधिक एकाकी युग्म उपस्थित होते हैं।
- वी. एस. ई. पी. आर. मॉडल की सहायता से अनेक अणुओं, विशेष रूप से p-ब्लाक के तत्त्वों द्वारा निर्मित यौगिकों की ज्यामितियों का पूर्वानुमान सही रूप से लगाया जा सकता है। यहाँ तक कि संभावित संरचनाओं में ऊर्जा का अंतर कम होने पर भी इसके द्वारा वास्तविक संरचना का पूर्वानुमान सफलतापूर्वक लगाया जा सकता है। आण्विक ज्यामिति पर 'इलेक्ट्रॉन युग्म' प्रतिकर्षण के प्रभाव के विषय में वी. एस. ई. पी. आर. मॉडल का सैद्धांतिक आधार स्पष्ट नहीं है। इस विषय में अभी भी शंकाएँ उठाई जाती हैं फलतः यह विवेचन का विषय बना हुआ है।
- बन्ध युग्म दो बन्धीय परमाणुओं को खींचता है किन्तु केन्द्रीय परमाणु के चारों ओर की व्यवस्था पर इलेक्ट्रॉन युग्म अधिक प्रभाव डालता है। अतः प्रतिकर्षण तभी अधिक होगा जब इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित होगा।

अणुओं / आयनों की ज्यामिती जिनके पास बन्ध युग्म तथा एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म है							
अणु का प्रकार	बन्ध युग्म की संख्या	इलेक्ट्रॉन युग्म की संख्या	संकरण	बन्ध कोण	प्रेक्षित ज्यामितीय	वास्तविक ज्यामितीय	उदाहरण
AX_3	2	1	sp^2	$< 120°$	त्रिकोणीय सममित	V-आकृति, झुकी हुई	$SO_2, SnCl_2, NO_2{}^-$
AX_4	2	2	sp^3	$< 109°28'$	चतुष्फलकीय	V-आकृति, कोणीय	$H_2O, H_2\ S, SCl_2, OF_2, NH_2{}^-, ClO_2{}^-$
AX_4	3	1	sp^3	$< 109°28'$	चतुष्फलकीय	पिरामिड़ीय	$NH_3, NF_3, PCl_3, PH_3, AsH_3, ClO_3{}^-, H_3O^+$
AX_5	4	1	sp^3d	$< 109°28'$	त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय	अनियमित चतुष्फलकीय	$SF_4, SCl_4, TeCl_4$
AX_5	3	2	sp^3d	90°	त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय	T-आकृति	ICl_3, IF_3, ClF_3
AX_5	2	3	sp^3d	180°	त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय	रेखीय	$XeFF_2, I_3{}^-, ICl_2{}^-$
AX_6	5	1	sp^3d^2	$< 90°$	अष्टफलकीय	वर्ग पिरामिडीय	ICl_5, BrF_5, IF_5
AX_6	4	2	sp^3d^2	-	अष्टफलकीय	वर्गाकार समतलीय	XeF_4, ICl_4^-
AX_7	6	1	sp^3d^3	-	पंचभुजीय द्विपिरामिडीय	विकृत अष्टफलकीय	XeF_6

अभ्यास प्रश्न

1. चार तत्वों L, P, Q तथा R के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कोष्टक में दिये गये है

$L(1s^2, 2s^2\ 2p^4); Q(1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2\ 3p^5)$

$P(1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^1); R(1s^2, 2s^2\ 2p^6, 3s^2)$

इन तत्वों के बीच बनने वाले आयनिक यौगिकों के सूत्र होंगे–

(a) L_2P, RL, PQ तथा R_2Q
(b) LP, RL, PQ तथा RQ
(c) P_2L, RL, PQ तथा RQ_2
(d) LP, R_2L, P_2Q तथा RQ **[b]**

2. निम्नलिखित में से कौन सही है:–

1. विद्युत संयोजी यौगिक में आयन या आयन समूह होते हैं।
2. यह यौगिक विद्युत आवेशित अणुओं या परमाणुओं से बना होता है।
3. इसमें केवल उदासीन अणु शामिल नहीं होते।
4. ऐसे यौगिक घोल में विद्युत प्रवाह करा सकते हैं।

(a) 1, 2 और 4 (b) 2, 3 और 5
(c) 1, 2, 3 और 4 (d) 2, 4 और 5 **[c]**

3. आयनिक यौगिक AgCl, CaF_2, $BaSO_4$ जल में अघुलनशील है, इसका कारण है?

(a) आयनिक बन्ध जल में नहीं घुलते हैं
(b) ये अणु जालक में अपवादीय उच्च वैकल्पिक बल रखते हैं
(c) जल एक अच्छा आयनिक विलायक नहीं है
(d) जल का उच्च परावैद्युत स्थिरांक होता है **[b]**

4. यदि तत्व X का परमाणु क्रमांक 7 है, तो किस तत्व के लिये सबसे उत्तम इलेक्ट्रॉन बिन्दु संकेत है?

(a) $X\cdot$ (b) $\cdot X \cdot$
(c) $\cdot\dot{\underset{\cdot}{X}}:$ (d) $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{X}}\cdot$ **[a]**

5. दिये गये परमाणुओं में किस बन्ध को तोड़ने के लिये अधिकतम ऊर्जा की मात्रा आवश्यक होगी–

(a) H_2 में H-H बन्ध (b) CH_4 में C-C बन्ध
(c) N_2 में N = N बन्ध (d) 0_2 में 0 = 0 बन्ध **[c]**

6. नीचे दी गई तालिका मे कार्बन (C) परमाणु की तत्व A, B, C तथा D के साथ एकल सहसंयोजक बन्ध की बन्ध वियोजन ऊर्जाएँ (E वियोजन) दर्शायी गई हैं। किस तत्व का सबसे छोटा परमाणु है–

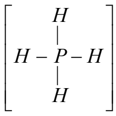
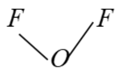
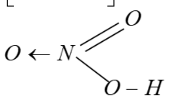
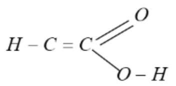
बन्ध	$E_{\text{वियोजन}}$ (kJ mol^{-1})
C - A	240
C - B	328
C - C	276
C - D	485

(a) A (b) B
(c) C (d) D **[d]**

7. बंध कोण का सही क्रम है?

(a) $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$
(b) $H_2Te > H_2Se > H_2S > H_2O$
(c) $H_2S > H_2O > H_2Se > H_2Te$
(d) H_2O > H2S > $H_2Te > H_2Se$ **[a]**

8. तत्वों की पहचान करने में पाउली का ऋणविद्युतीय मान उपयोगी है?
(a) अणुओं में बंधों की ध्रुवणता
(b) विद्युत रासायनिक श्रेणी में तत्वों की स्थिति
(c) उपसहसंयोजन संख्या
(d) विभिन्न अणुओं के द्विध्रुव आघूर्ण **[a]**

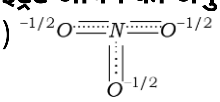
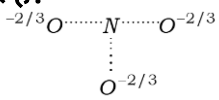
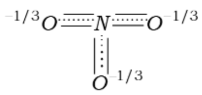
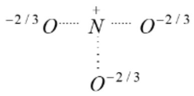
9. निम्न में से कौनसा सूत्र प्रयुक्त परमाणु की बन्धन क्षमता को सही प्रदर्शित नहीं करता–
(a) 
(b) 
(c) 
(d)  **[d]**

10. निन्न में से वह कौनसा यौगिक है जिसमें C* बंध बनाने के लिये sp^3 संकरण का प्रयोग करता है ?
(a) $H\overset{*}{C}OOH$ (b) $(NH_2)_2\overset{*}{C}O$
(C) $(CH_3)_3\overset{*}{C}OH$ (d) $CH_3\overset{*}{C}HO$ **[a]**

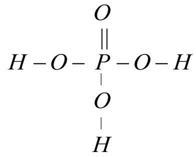
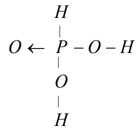
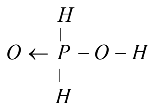
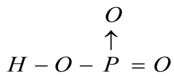
11. कार्बनडाईऑक्साइड में से कार्बन की एकल, द्वि व त्रिबन्ध लम्बाई क्रमशः है?
(a) 1.15, 1.22 तथा 1.10 Å
(b) 1.22, 1.15 तथा 1.10 Å
(c) 1.10, 1.15 तथा 1.22 Å
(d) 1.15, 1.10 तथा 1.22 Å **[b]**

12. वर्ग समतलीय संरचना किन परमाण्विक कक्षक के संकरण से बनती है?
(a) s, p_x. P_y, d_{yz} (b) s, P_x P_y, $d_{x^2-y^2}$
(c) S, P_x, P_y, d_{z^2} (d) s, p_y, P_zd_{xy} **[b]**

13. N_2O अणु की सही इलेक्ट्रॉन बिन्दु संरचना कौनसी है–
(a) $:N=N=\ddot{\underset{..}{O}}$ (b) $:N\equiv N^+-\ddot{\underset{..}{O}}:^-$
(c) $\ddot{\underset{..}{N}}=\ddot{N}=\ddot{\underset{..}{O}}$ (d) $:N=N=\ddot{\underset{..}{O}}:$ **[a]**

14. नाइट्रेट आयन का अनुनादी संकर है?
(a) 
(b) 
(c) 
(d)  **[a]**

15. SF_4,CF_4 तथा XeF_4 के आण्विक आकार हैं?
(a) केन्द्रीय परमाणुओं पर क्रमशः 2, 0 तथा 1 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म के साथ समान
(b) केन्द्रीय परमाणुओं पर क्रमशः 1, 1 तथा 1 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म के साथ समान
(c) केन्द्रीय परमाणुओं पर क्रमशः 0, 1 तथा 2 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म के साथ असमान
(d) केन्द्रीय परमाणुओं पर क्रमशः 1, 0 तथा 2 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म के साथ असमान **[d]**

16. ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल की संरचना है–
(a) 
(b) 
(c) 
(d)  **[a]**

17. निम्नलिखित में से कौनसी व्यवस्था यौगिकों की बन्ध शक्ति के अनुसार सही है?
(a) HF > HCl > HBr > HI
(b) HI > HBr > HCl > HF
(c) HF > HBr > HCl > HI
(d) HCl > HF > HBr > HI **[a]**

18. बन्ध कोटि अणु कक्षक सिद्धान्त की धारणा है। यह आबन्धी एवं प्रतिआबन्धी कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन की संख्या पर निर्भर करता है। इसके सम्बन्ध में निम्नलिखित में से कौन सा कथन सत्य है क्योंकि–
(a) यह ऋणात्मक मात्रा हो सकती है
(b) इसका मान हमेशा पूर्णांक होता है
(c) इसका मान शून्य सहित कुछ भी धनात्मक पूर्णांक या भिन्नात्मक हो सकता है
(d) यह एक अशून्य मात्रा है **[c]**

19. PCl_5 स्थाई है जबकि NCl_5 नहीं क्योंकि–
(a) नाइट्रोजन में कोई रिक्त d-कक्षक नहीं है
(b) NCl_5 अस्थाई है
(c) नाइट्रोजन परमाणु अत्यधिक छोटा है
(d) नाइट्रोजन अधिक अक्रिय है **[a]**

20. एसीटिक अम्ल की इलेक्ट्रॉनिक संरचना में होते हैं?
(a) 16 युग्मित तथा 8 अयुग्मित इलेक्ट्रॉन
(b) 8 युग्मित तथा 16 अयुग्मित इलेक्ट्रॉन
(c) 12 युग्मित तथा 12 अयुग्मित इलेक्ट्रॉन
(d) 18 युग्मित तथा 6 अयुग्मित इलेक्ट्रॉन **[d]**

21. निम्नलिखित प्रक्कथनों में से कौनसा सही है?
(a) ऑक्सीजन और नाइट्रिक ऑक्साइड दोनों के अणु अनुचुम्बकीय हैं क्योंकि दोनों में ही अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान हैं
(b) ऑक्सीजन और नाइट्रिक ऑक्साइड दोनों के अणु प्रतिचुम्बकीय हैं क्योंकि दोनों में ही कोई अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान नहीं है
(c) ऑक्सीजन अनुचुम्बकीय है क्योंकि उसमें अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान है, जबकि नाइट्रिक ऑक्साइड प्रतिचुम्बकीय है क्योंकि उसमें कोई अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान नहीं है
(d) ऑक्सीजन प्रतिचुम्बकीय है क्योंकि उसमें कोई अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान नहीं है, जबकि नाइट्रिक ऑक्साइड अनुचुम्बकीय है क्योंकि उसमें अयुग्मित इलेक्ट्रॉन विद्यमान है **[a]**

22. निम्न में से किस युग्म के दो अणुओं का बन्ध क्रम समान है?
(a) N_2, O_2^{2+} (b) N_2, O_2^-
(c) N_2^-, O_2 (d) O_2^+, N_2 **[a]**

♦♦♦♦

मेण्डलीफ का आवर्त नियम (1869)
Mendeleev's periodic law

- सन् 1869 में रूसी वैज्ञानिक डी. आई. मैण्डेलीफ ने तत्वों और उनके यौगिकों का तुलनात्मक अध्ययन किया तथा बताया कि परमाणु भार तत्वों का मूल गुणधर्म (Fundamental property) है तथा आवर्त नियम दिया जिसे मैण्डेलीफ का आवर्त नियम कहते हैं।
- मैण्डेलीफ के आवर्त नियम के अनुसार, "तत्वों के भौतिक व रासायनिक गुण उनके परमाणु भारों के आवर्त फलन होते हैं। यहाँ आवर्ती फलन का तात्पर्य यह है कि यदि इन तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु भार के आधार पर जमाया जाये तो एक निश्चित समयान्तराल बाद इनके गुणों में पुनरावृत्ति होती है।"

मैण्डेलीफ की आवर्त सारणी
(Mendeleef's Periodic Table)

समूहों तथा श्रेणियों में तत्त्वों की आवर्तिता

SERIES	GROUPS OF ELEMENTS 0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	-	Hydrogen H 1.008	-	-					
2	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0	
3	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45	
4	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9, Cobalt Co 59, Nickel Ni 59 (Cu)
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95	
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0	-	Ruthenium Ru 101.7, Rhodium Rh 103.0, Palladium Pd 106.5 (Ag)
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9	
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140	-	-	-	
9		-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	-	Ytterbium Yb 173	-	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184	-	Osmium Os 191, Iridium Ir 193, Platinum Pt 194.9 (Au)
11		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208	-	-	
12	-	-	Radium Ra 224	-	Thorium Th 232	-	Uranium U 239		
HIGHER SALINE OXIDES	R	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS					RH_4	RH_3	RH_2	RH	

(a) आवर्त सारणी परमाणु भार पर आधारित है।

(b) आवर्त सारणी में क्षैतिज पंक्तियाँ आवर्त (period) तथा लम्बवत् पंक्तियाँ वर्ग (group) कहलाती हैं।

(c) आवर्त सारणी में 7 आवर्त तथा 9 वर्ग हैं। उसकी मूल आवर्त सारणी में 8 वर्ग थे। शून्य वर्ग अक्रिय गैसों को बाद में जोड़ा गया था। क्योंकि मैण्डेलीफ ने आवर्त सारणी बनाई उस समय अक्रिय गैसों की खोज नहीं हुई थी।

(d) प्रत्येक वर्ग A व B में विभाजित हैं। (आठवें तथा शून्य वर्ग को छोड़ंकर)

(e) पहले आवर्त में दो तत्व (अति लघु आवर्त), दूसरे व तीसरे आवर्त में 8 – 8 तत्व (लघु आवर्त), चौथे व पाँचवे आवर्त में 18-18 तत्व (दीर्घ आवर्त), छठे आवर्त में 32 तत्व (अति दीर्घ आवर्त); तथा सातवें आवर्त में 19 तत्व (अपूर्ण आवर्त) हैं क्योंकि सांतवें आवर्त में भविष्य में खोजे जाने वाले तत्वों के कई खाने रिक्त हैं।

(f) 2,8,18,18,32 को मैजिक संख्याएँ कहते हैं।

(g) छठे व सातवें आवर्त के 14 – 14 तत्वों (लैन्थेनाइड व ऐक्टिनाइड) को आवर्त सारणी के बाहर पृथक रखा गया है।

(h) वर्ग VIII में तीन तत्वों का समूह एक साथ रखा गया है। अतः इस वर्ग में कुल 9 तत्व हैं।

मैण्डेलीफ की आवर्त सारणी के गुण (Merits of Mendeleef's Periodic Table)

◈ मैण्डेलीफ की आवर्त सारणी में वैसे तो कई दोष थे लेकिन तत्वों के आवर्ती वर्गीकरण का मुख्य श्रेय मैण्डेलीफ को ही दिया जाता है क्योंकि इस वर्गीकरण द्वारा

(a) प्रथम बाद उस समय तक ज्ञात तत्वों का वर्गीकरण हुआ और समान गुणों वाले तत्व एक वर्ग में रखे गये। इस प्रकार इन तत्वों और उनके यौगिकों का अध्ययन सरल हो गया।

(b) इसके द्वारा नये तत्वों के अनुसंधान को भी प्रोत्साहन मिला। मैन्डेलीफ ने उस समय तक अज्ञात तत्वों के गुणों तक की भविष्यवाणी भी कर दी थी। इससे तत्वों को खोजने में बहुत सहायता मिली। इस प्रकार मैण्डेलीफ ने

(i) एका-बोरॉन (Eka-Boron) जो बाद में स्कैन्डियम (Sc)

(ii) एका-ऐल्युमिनियम (Eka-Aluminium) जो बाद में गैलियम (Ga) तथा

(iii) एका-सिलकॉन (Eka-Silicon) जो बाद में जर्मेनियम (Ge) कहा गया

◈ उपरोक्त तत्वों के गुणों की भविष्यवाणी पहले ही कर दी थी जो उनके पड़ौस के तत्वों के गुणों के आधार पर थी ।

(c) आवर्त सारणी में तत्वों को बढ़ते परमाणु भार के अनुसार रखने पर मालूम हुआ कि कुछ तत्वों के परमाणु भार सही नही हो सकते क्योंकि उस समय तक ज्ञात परमाणुभार के अनुसार उन्हें ऐसे वर्ग में स्थान मिलता था जिससे अन्य तत्व उनसे बिल्कुल भिन्न थे। ऐसे कुछ तत्वों का परमाणु भार दुबारा ज्ञात किया गया और यह मालूम हुआ कि पहले वाले परमाणु भार वास्तव में गलत थे। जैसे- बेरियम (Be) के गुण ऐल्युमिनियम (Al) के गुणों में काफी समानता होने के कारण इसे भी त्रि-संयोजी (Trivalent) समझा गया। चूँकि Be तुल्यांकी भार 4.5 है, इसलिये इसका परमाणु भार 13.5 लिया गया $(3 \times 4.5 = 13.5)$ तथा इस परमाणु भार के अनुसार इसको कार्बन व नाइट्रोजन के वीच स्थान मिलना चाहिये था किन्तु इनके मध्य कोई रिक्त स्थान नहीं था।

◈ अतः मैण्डेलीफ ने Be के अन्य गुणों के आधार पर द्वि-संयोजी (Bi-valent) माना तथा इसका परमाणु भार 9.0 ज्ञात किया (2×4.5) इसके अनुसार इसे Li व B (बोरॉन) के बीच रखा गया जहाँ Be पर स्थान भी रिक्त था। इस प्रकार Be के प्रचलित गलत परमाणु भार को सही कर दिया गया। इसी प्रकार इण्डियम (In) को द्वि-संयोजी तत्व माना जाता था जिसे मैण्डेलीफ ने गुणों के आधार पर इसे त्रिसंयोजी बताया।

मैण्डेलीफ की आवर्त सारणी के दोष (Defects of Mendeleef's Periodic Table)

(a) हाइड्रोजन का स्थान (Position of Hydrogen): हाइड्रोजन में क्षार धातु की तरह बाह्यतम कोश में एक इलेक्ट्रॉन होता है तथा हैलोजेन की तरह अक्रिय गैस (He) से एक इलेक्ट्रॉन कम है, अतः H को जितना क्षार धातु के साथ रखना उचित है, उतना ही हैलोजेन के साथ रखना उचित है जैसेNa^+Cl^-की तरह H^+Cl^-में हाइड्रोजन क्षार धातु (धनायन) की तरह कार्य करता है जबकि Na^+H^-में हाइड्रोजन हैलोजन की तरह कार्य करता है।

(b) समस्थानिकों की स्थिति (Position of Isotopes): समस्थानिकों के परमाणु भार भिन्न-भिन्न होते हैं तथा आवर्त सारणी परमाणु भार पर आधारित होने के कारण, विभिन्न समस्थानिकों को भिन्न-भिन्न स्थान मिलने चाहिए।

(c) आवर्त सारणी पूर्णतया बढ़ते हुए परमाणु भार के आधार पर नहीं है जैसे $Ar(39.9)$ व $K(39.1)$ तथा $Co(s58.9)$ व $Ni(58.6)$ एवं $Te(127.6)$ व $I(126.9)$ बढ़ते हुए परमाणु भार के आधार पर नहीं है।

(d) असमान गुणों वाले तत्व जैसे क्षार धातु के साथ सिक्का धातुएँ ($Cu, Ag,$ Au) तथा क्षारीय मृदा धातु के साथ (Z, Cd, Hg) व हैलोजन के साथ Mn जैसी धातुएँ रखना उचित नहीं है। इसी प्रकार समान गुणों वाले Pt व Au को पृथक वर्ग में रखा गया है। अतः एक ही वर्ग के दोनों उपवर्ग A व B में संयोजकता को छोड़कर कोई भी समानता नहीं है, फिर भी उन्हें एक वर्ग में रखा गया है।

(e) लैन्थेनाइड व ऐक्टिनाइड के बारे में यह पता नहीं चलता कि ये IIIA वर्ग से सम्बन्धित हैं या IIIB वर्ग से सम्बन्धित हैं।

आवर्त सारणी की आधुनिक अवधारणा (Modern concept of periodic table)

◈ आधुनिक कार्य से ये स्थापित हुआ कि परमाणु का मूलभूत गुण परमाणु क्रमांक है न कि परमाणु भार। इसलिये, परमाणु क्रमांक को तत्वों के वर्गीकरण के आधार के रूप में लिया गया। आधुनिक आवर्त नियम मोसले द्वारा दिया गया तथा इस तरह कहा जा सकता है : "तत्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं।

◈ जब परमाणु क्रमांक को तत्वों के वर्गीकरण के लिये आधार रूप में लेते हैं, तो मेण्डलीफ सारणी की कई कमियाँ विलुप्त हो जाती हैं जैसे –

(i) **हाइड्रोजन का स्थान :** हाइड्रोजन का दोहरा व्यवहार इस तथ्य पर व्याख्यित होता है कि इसके बाहरी कोश में एक इलेक्ट्रॉन होता है। जब ये अपना इलेक्ट्रॉन खोता है तो H^+देता है और क्षारीय धातुओं के समान व्यवहार प्रदर्शित करता है तथा जब ये एक इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है तो ये H^- देता है और हैलोजन के समान व्यवहार करता है। इस तरह ये क्षारीय धातु एवं हैलोजन दोनों से समानता दर्शाता है।

(ii) **असमान तत्वों को एक साथ रखा जाना :** आवर्त की लम्बाई विभिन्न कक्षों में इलेक्ट्रॉनों की व्यवस्था के द्वारा निर्धारित होती है। आवर्त का अन्त अन्तिम कक्ष की पूर्णता से होता है। (अन्तिम सदस्य हमेशा अक्रिय गैस होता है)। विभिन्न आवर्तों में 2,8,18 अथवा 32 तत्व होते हैं। अब दो तत्वों में से, (जिसमें प्रत्येक लम्बा आवर्त, समूह से जुड़ा रहता है), एक प्रारुपी तत्व से समानता रखता है जबकि दूसरा नहीं रखता। ये उपसमूह का निर्माण करता है। यह समान समूह किन्तु विभिन्न उपसमूहों में असमान तत्वों के समावेश की व्याख्या करता है।

(iii) दुर्लभ मृदा तत्वों का स्थान : दुर्लभ मृदा तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को 2,8,18, $(18 + x)$,9,2 की तरह लिख सकते हैं। जहाँ x का मान 0 से 13 तक बदलता है, अर्थात् लेन्थेनम से ल्यूटिशीयम तक। संयोजी कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या, सभी तत्वों के प्रकरण में समान बनी रहती है। यद्यपि परमाणु क्रमांक बढ़ता है। चूँकि ये संयोजी इलेक्ट्रॉनों की समान संख्या देते हैं, इसलिये इनका रासायनिक व्यवहार भी समान होता है। ये इनकी आवर्त सारणी के समान समूह में स्थिति एवं समान स्थान को समर्थित करते हैं।

(iv) तत्वों के अपसामान्य युग्म : आजकल वर्गीकरण का आधार परमाणु क्रमांक है, इसलिये अपसामान्यता विलुप्त हो जाती है, क्योंकि तत्व नई आवर्त सारणी में अपना सामान्य स्थान प्राप्त कर लेते हैं।

(v) समस्थानिकों का स्थान : चूँकि एक ही तत्व के समस्थानिक समान परमाणु क्रमांक दर्शाते हैं इसलिये इन्हें आवर्त सारणी में एक एवं समान स्थान प्राप्त करना चाहिये।

(vi) VIII समूह तत्वों का स्थान : दीर्घ आवर्त में 18 तत्व 8 समूहों के बीच वितरित रहते हैं, 1 से 7 समूह में प्रत्येक समूह 2 तत्व प्राप्त करता है एवं शून्य समूह अक्रिय तत्व प्राप्त करता है, बचे हुये तीन तत्व नये समूह में एक स्थान पर रखे जाते हैं, जिसे VIII समूह कहते हैं। स्थान की यह कमी आवर्त सारणी में VIII समूह के प्रेरण को समर्थित करती है।

(vii) ट्रान्सयूरेनिक तत्व : ये तत्व एक श्रेणी बनाते हैं जिसे एक्टिनाइड श्रेणी कहते हैं, ये एक्टीनियम से शुरु होती है एवं लारेन्शियम पर समाप्त होती है (89-103) इस श्रेणी को आवर्त सारणी से बाहर रखा गया है। इन तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को 2,8,18,32, $(18 + x)$,9,2 की तरह लिख सकते हैं, जहाँ x का मान शून्य (एक्टीनियम के लिये) से 14 (लॉरेन्शियम) तक बदलता है।

- ◈ इन सभी तत्वों के लिये संयोजी इलेक्ट्रॉन की संख्या समान रहती है यद्यपि इनके परमाणु क्रमांक बढ़ते हैं। इसलिये, इनका रासायनिक व्यवहार समान होता है। ये इनकी स्थिति को आवर्त सारणी के बाहर एक स्थान पर रखने को समर्थित करता है।

(viii) तत्वों की आवर्तिकता

- ◈ आधुनिक आवर्त सारणी में तत्वों को परमाणु क्रमांक (Z) के अनुसार रखने पर, उनके भौतिक और रासायनिक गुण आवर्ती (periodic) रूप से प्रदर्शित होते हैं।
- ◈ उदाहरण: समान समूह में तत्वों की वायवीयता, आयनीकरण ऊर्जा, धात्विक और अधात्विक गुण आवर्तिक रूप से बदलते हैं।

(ix) तत्वों का वर्गीकरण सरल और सुसंगत होना

- ◈ परमाणु क्रमांक आधारित आवर्त सारणी में पूर्व की असंगतियाँ (anomalies) जैसे अति हल्के धातुओं का स्थान, समस्थानिकों की असमानता, अपसामान्य युग्म आदि सुलझ जाती हैं।
- ◈ इससे आवर्त सारणी का उपयोग भविष्यवाणी और अध्ययन के लिए अधिक विश्वसनीय बनता है।

आवर्त सारणी का दीर्घ अथवा विस्तीर्ण रूप (Extended or long form of periodic table)

- ◈ आधुनिक आवर्त सारणी को आवर्त सारणी का दीर्घ रूप अथवा बोहर सारणी भी कहते हैं। इस सारणी में तत्वों को उनके बढ़ते परमाणु क्रमांक के क्रम में व्यवस्थित किया गया है। इसमें 4 ब्लॉक (s, p, d एवं f), 18 समूह जिनका अंकन 1 से 18 है एवं 7 आवर्त, जिनका अंकन 1 से 7 है, शामिल है।

ब्लॉक (Blocks)

- ◈ आवर्त सारणी को चार मुख्य ब्लॉकों (s, p, d एवं f) में विभाजित किया गया है जो उस उपकोश पर निर्भर करता है, जिसमें संयोजी इलेक्ट्रॉन प्रवेश करते हैं।

(1) समूह 1 एवं 2 के तत्व s-ब्लॉक निर्मित करते हैं।
(2) समूह 13,14,15,16,17,18 के तत्व p-ब्लॉक निर्मित करते हैं।
(3) समूह 3,4,5,6,7,8,9,10,11,12 के तत्व d-ब्लॉक निर्मित करते हैं।
(4) f-ब्लॉक के तत्वों के अनावश्यक विस्तार को रोकने के लिये इनकी दो क्षैतिज पंक्तियाँ आवर्त सारणी के तल पर रखी जाती है।

- ◈ s-एवं p-ब्लॉक के तत्वों को सामान्य अथवा प्रतिनिधि तत्व कहते हैं, d-ब्लॉक के तत्वों को संक्रमण तत्व कहते हैं जबकि f-ब्लॉक के तत्व अन्तः संक्रमण तत्व कहलाते हैं।

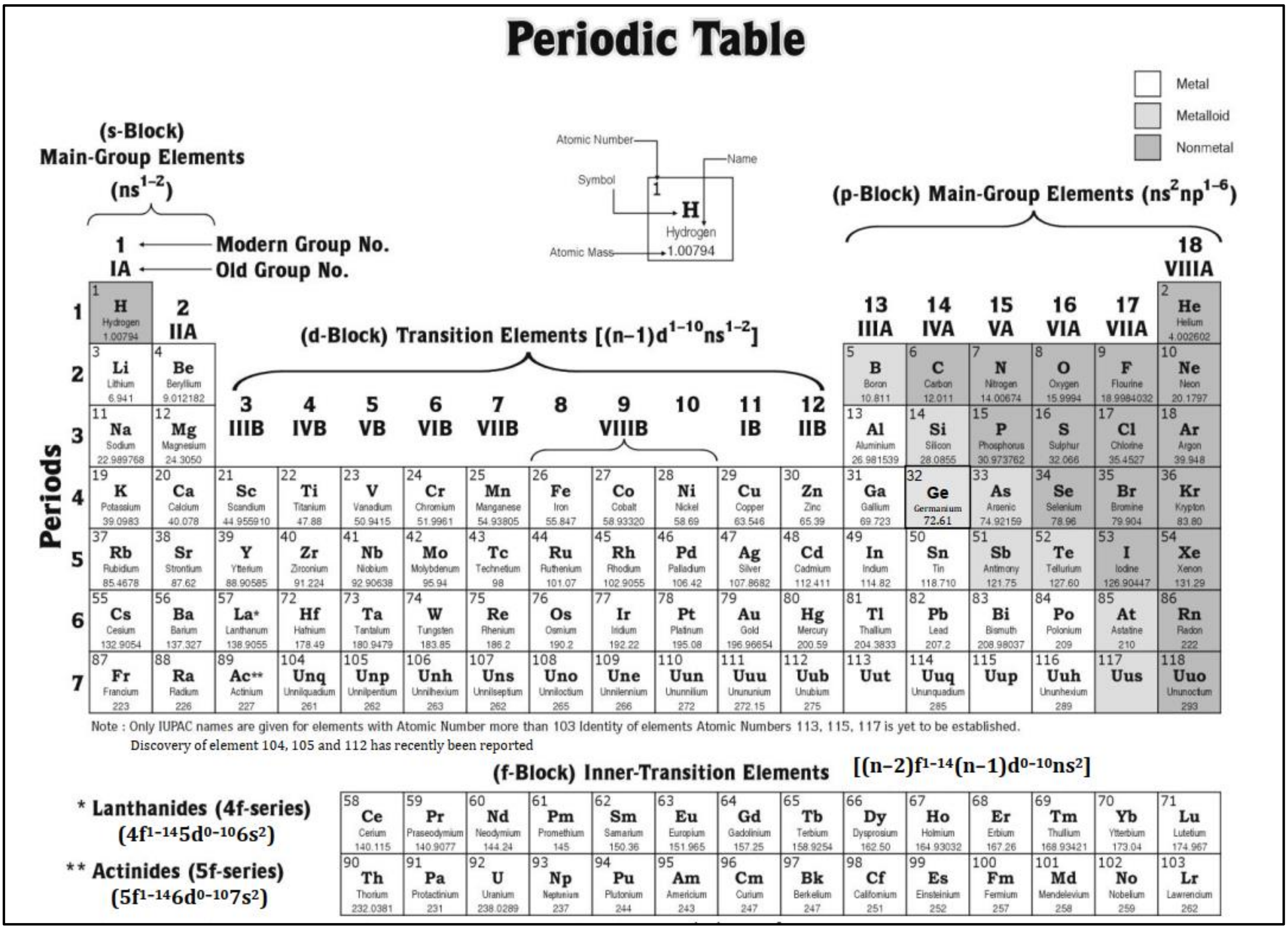
ब्लॉक का महत्व:

- ◈ s-ब्लॉक: समूह 1 और 2 के तत्व → एक इलेक्ट्रॉन वाले और दो इलेक्ट्रॉन वाले outer shell
- ◈ p-ब्लॉक: समूह 13–18 → outer shell में p-उपकोश इलेक्ट्रॉन
- ◈ d-ब्लॉक: समूह 3–12 → संक्रमण धातुएँ, inner d-उपकोश इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं
- ◈ f-ब्लॉक: लैंथेनाइड और एक्टिनाइड → inner f-उपकोश इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं

समूह (Groups)

- ◈ 18 उर्ध्वाधर कॉलमों को समूह कहते हैं।
- ◈ तत्व जो विशिष्ट समूह का अनुसरण करते हैं वे एक परिवार की तरह कहे जाते हैं एवं सामान्यतः प्रथम अंक के बाद नामित किये जाते हैं।
- ◈ इसके अलावा कुछ समूहों को विशिष्ट नाम दिया गया है जिन्हें उदाहरण के साथ नीचे दिया गया है,

(1) समूह 1 के तत्वों को क्षारीय धातु कहते हैं।
(2) समूह 2 के तत्वों को क्षारीय मृदा धातु कहते हैं।
(3) समूह 15 के तत्वों को निकोजन कहते हैं।
(4) समूह 16 के तत्वों को चेल्कोजन कहते हैं।
(5) समूह 17 के तत्वों को हैलोजन कहते हैं।
(6) समूह 18 के तत्वों को उत्कृष्ट गैस अथवा एरोजन कहते हैं।



◈ प्रत्येक समूह के प्रथम सदस्य के बाद अन्य सभी समूहों को नामांकित किया।

आवर्त (Periods)

◈ क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त कहते हैं। आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में सात आवर्त उपस्थित हैं,

(1) प्रथम आवर्त ($_1H \rightarrow _2He$) में 2 तत्व होते हैं। ये सबसे छोटा आवर्त है एवं अतिलघु आवर्त कहलाता है।

(2) द्वितीय आवर्त ($_3Li \rightarrow _{10}Ne$) एवं तृतीय आवर्त ($_{11}Na \rightarrow _{18}Ar$) में प्रत्येक में 8 तत्व होते हैं। इसे लघु आवर्त कहते हैं।

(3) चतुर्थ आवर्त ($_{19}K \rightarrow _{36}Kr$) एवं पंचम आवर्त ($_{37}Rb \rightarrow _{54}Xe$) में प्रत्येक में 18 तत्व होते हैं। इसे दीर्घ आवर्त कहते हैं।

(4) छंटवें आवर्त ($_{55}Cs \rightarrow _{86}Ra$) में 32 तत्व होते हैं एवं अति दीर्घ आवर्त कहलाता है।

(5) सातवां आवर्त $_{87}Fr$ के साथ शुरू होता है एवं अधूरा होता है एवं इसमें 19 तत्व होते हैं।

तत्त्वों के IUPAC नामकरण हेतु संकेतन

◈ मूलों को अंकों के क्रम में एक साथ रखा जाता है. जिससे क्रमांक प्राप्त होता है तथा अंत में 'इअम' (ium) जोड़ दिया जाता है।

अंक	नाम	संक्षिप्त रूप
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

◈ 100 से ऊपर परमाणु क्रमांक वाले तत्त्वों के IUPAC नाम सारणी में दर्शाए गए हैं।

परमाणु क्रमांक	अस्थायी IUPAC नाम	प्रतीक	आधिकारिक IUPAC नाम	आधिकारिक प्रतीक
101	Unnilunium	Unu	Mendelevium	Md
102	Unnilbium	Unb	Nobelium	No
103	Unniltrium	Unt	Lawrencium	Lr
104	Unnilquadium	Unq	Rutherfordium	Rf
105	Unnilpentium	Unp	Dubnium	Db
106	Unnilhexium	Unh	Seaborgium	Sg
107	Unnilseptium	Uns	Bohrium	Bh
108	Unniloctium	Uno	Hassium	Hs
109	Unnilennium	Une	Meitnerium	Mt
110	Ununnilium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Unununnium	Uuu	Roentgenium	Rg
112	Ununbium	Uub	Copernicium	Cn
113	Ununtrium	Uut	Nihonium	Nh
114	Ununquadium	Uuq	Flerovium	Fl
115	Ununpentium	Uup	Moscovium	Mc
116	Ununhexium	Uuh	Livermorium	Lv
117	Ununseptium	Uus	Tennessine	Ts
118	Ununoctium	Uuo	Oganesson	Og

◈ इस प्रकार, नए तत्त्व को पहले अस्थायी नाम और तीन अक्षर वाला प्रतीक दिया जाता है। बाद में हर देश के IUPAC प्रतिनिधि के मतदान से स्थायी नाम तथा प्रतीक दिया जाता है। स्थायी नाम में उस देश का या प्रदेश का नाम हो सकता है, जहाँ इस तत्त्व की खोज हुई है अथवा श्रद्धा प्रकट करने के लिए किसी प्रसिद्ध वैज्ञानिक का नाम हो सकता है। परमाणु-क्रमांक 118 तक तत्त्वों की खोज हो चुकी है। सभी तत्त्वों के अधिकृत IUPAC नामों की घोषणा हो चुकी है।

उदाहरण :-

1. 120 परमाणु क्रमांक वाले तत्त्व का IUPAC नाम तथा प्रतीक (symbol) क्या होगा?

हल

◈ सारणी के अनुसार 1,2 तथा 0 अंकों के लिए मूल (root) क्रमशः un. bi तथा nil होंगे। अतः 120 परमाणु-क्रमांक वाले तत्त्व का नाम Unbinilum तथा प्रतीक Ubn होगा।

गुणों में आवर्तता (Periodicity in properties)

◈ एक निश्चित आवर्त के बाद समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृत्ति के कारण तत्वों के गुणों में आवर्तिता पाई जाती है ।

◈ इसे तत्वों की इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था की सहायता से समझ सकते हैं। आधुनिक धारणा के अनुसार, तत्व की संयोजकता को उसके बाहरी कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या द्वारा निरूपित किया जाता है। तत्व के रासायनिक गुण उसके संयोजी इलेक्ट्रॉनों पर निर्भर करते हैं। इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था में बदलाव गुणों में भिन्नता को अग्रित करता है। एक निश्चित अन्तराल के बाद, समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृत्ति भाग लेती है जबकि संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। इस तरह तत्वों के गुणों में एक नियमित उतार-चढ़ाव तथा पुनरावृत्ति होती है।

◈ तत्वों के आवर्ती गुण प्रत्यक्ष अथवा अप्रत्यक्ष रूप से उनके इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास से सम्बन्धित होते हैं एवं आवर्त में बांये से दायों ओर अथवा समूह में ऊपर से नीचे आने पर एक नियमित उतार-चढ़ाव प्रदर्शित करते हैं। कुछ महत्वपूर्ण आवर्ती गुण हैं : ऑक्सीकरण संख्या, परिरक्षण प्रभाव, परमाण्विक त्रिज्या, आयनन ऊर्जा, इलेक्ट्रॉन बन्धुता, ऋण विद्युत ता, संयोजकता, घनत्व, गलनांक एवं क्वथनांक।

आवरण प्रभाव अथवा परिरक्षण प्रभाव (The screening effect or shielding effect)

◈ बहुइलेक्ट्रॉनी परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा आकर्षित होता है, एवं अन्तः कोश के इलेक्ट्रॉनों द्वारा प्रतिकर्षित होता है। संयोजी इलेक्ट्रॉन पर लगने वाले इन आकर्षी एवं प्रतिकर्षी बलों के संयोजी प्रभाव के कारण ये नाभिक से कम आकर्षण महसूस करता है। इसे परिरक्षण अथवा आवरण प्रभाव (Screening effect) कहते हैं।

◈ परिरक्षण प्रभाव की मात्रा अन्तः इलेक्ट्रॉनों की संख्या पर निर्भर करती है, अर्थात् अन्तः इलेक्ट्रॉनों की संख्या जितनी अधिक होगी परिरक्षण प्रभाव का मान उतना ही अधिक होगा। परिरक्षण प्रभाव नियतांक को संकेत ' σ ' द्वारा प्रदर्शित किया जाता है और इसे स्लेटर के नियम द्वारा निर्धारित किया जाता है।

◈ s-एवं p-ब्लॉक तत्वों के प्रकरण में परिरक्षण नियतांक की मात्रा समूह एवं आवर्त में परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ बढ़ती है।

प्रभावी नाभिकीय आवेश (Effective nuclear charge)

◈ परिरक्षण प्रभाव के कारण संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर कम आकर्षण अनुभव करते हैं। ये नाभिकीय आवेश (Z) में कमी लाता है जो वास्तव में नाभिक पर उपस्थित होता है। घटे हुये नाभिकीय आवेश को प्रभावी नाभिकीय आवेश (effective nuclear charge) की तरह सन्दर्भित करते हैं और इसे Z^* द्वारा प्रदर्शित करते हैं। ये वास्तविक नाभिकीय आवेश (Z) से निम्न सूत्र द्वारा सम्बन्धित होता है,

◈ $Z^* = (Z - \sigma)$ जहाँ σ परिरक्षण नियतांक है।

◈ ये प्रेक्षित किया जाता है कि प्रभावी नाभिकीय आवेश की मात्रा आवर्त में बायीं से दायीं ओर चलने पर बढ़ती है

◈ सामान्य तत्वों के उपसमूह में, प्रभावी नाभिकीय आवेश की मात्रा लगभग समान रहती है।

सहसंयोजक, आयनिक एवं वाण्डरवाल त्रिज्या (Covalent, Ionic and Vander waal's radii)

◈ किसी परमाणु की त्रिज्या उसके नाभिक के केन्द्र एवं बाहरी कोश इलेक्ट्रॉन के बीच की दूरी है। किन्तु क्वाण्टम यांत्रिकी के अनुसार, किसी भी समय इलेक्ट्रॉन की सही स्थिति निश्चित नहीं होती। सैद्धान्तिक रूप से, एक समय में एक इलेक्ट्रॉन नाभिक के अत्यन्त समीप हो सकता है, जबकि दूसरे समय में यही इलेक्ट्रॉन नाभिक से अत्यधिक दूर हो सकता है। इन सीमाओं के अलावा परमाण्विक त्रिज्याओं के सन्दर्भ में हमें कुछ कार्य की परिभाषाओं की आवश्कता होती है।

(1) यदि बन्ध सहसंयोजी हो, तो त्रिज्या सहसंयोजी त्रिज्या कहलाती है।

(2) यदि बन्ध आयनिक हो, तो त्रिज्या आयनिक त्रिज्या कहलाती है।

(3) यदि दो परमाणु रासायनिक बन्धों द्वारा बन्धित ना हो (जैसे उत्कृष्ट गैसों में) तो त्रिज्या वाण्डरवाल त्रिज्या कहलाती है।

सहसंयोजी त्रिज्या (Covalent radius)

◈ ये एकल बन्ध द्वारा बन्धित दो समान परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का अर्द्धमान है। इस तरह एक यौगिक जिसमें $C - C$ एकल बन्ध होता है कार्बन की सहसंयोजक त्रिज्या बन्ध लम्बाई को 2 से विभाजित कर, निर्धारित कर सकते हैं, अर्थात्

$$r_c = \frac{C - C}{2} \therefore C - C = 2r_c \text{ या } r_c + r_c$$

- जहाँ, r_c कार्बन की एकल बन्ध सहसंयोजी त्रिज्या (SBCR) है। किन्तु, यदि परमाणु भिन्न सहसंयोजी बन्ध बना रहे हो अर्थात, एक परमाणु दूसरे परमाणु की अपेक्षा अधिक ऋणविद्युती हो तो परमाण्विक त्रिज्या इस सम्बन्ध द्वारा निर्धारित की जाती है।
  $A - B = r_A + r_B - 0.009(\chi_A - \chi_B)$
  जहाँ χ_A तथा χ_B क्रमशः परमाणु A एवं B की ऋणविद्युतता है। ये सम्बन्ध 1941 में स्टेवेन्सन द्वारा दिया गया।
- दिये गये आवर्त में, परमाण्विक त्रिज्या सामान्यतः बायें से दायीं ओर चलने पर घटती है, और इस तरह किसी आवर्त में, क्षारीय धातुओं के सबसे बड़े एवं हैलोजन के सबसे छोटे परमाणु होते हैं। उदाहरण के लिये, द्वितीय आवर्त के तत्वों में सहसंयोजी त्रिज्या Li से Fतक घटती है।

$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
1.23	0.89	0.80	0.77	0.74	0.74	0.72	1.6

- आवर्त के साथ आकार में कमी, नये कोश के जुड़े बिना नाभिकीय आवेश के प्रभाव में क्रमिक वृद्धि के कारण होती है, अर्थात, दिये गये आवर्त के प्रत्येक तत्व में एक नया इलेक्ट्रॉन एक ही मुख्य क्वाण्टम संख्या में जुड़ता है। उदाहरण के लिये, द्वितीय आवर्त में नाभिकीय आवेश Li में +3 से F में +9 तक बढ़ता है। बढ़ा हुआ नाभिकीय आवेश इलेक्ट्रॉनों को नाभिक की ओर अधिक प्रबलता से आकर्षित करता है और इस तरह परमाणु का आकार घटता है। उत्कृष्ट गैसों के प्रकरण में, परमाण्विक त्रिज्या केवल वाण्डर वाल त्रिज्या होती है जो अन्य तत्वों की सहसंयोजक त्रिज्या की अपेक्षा प्राकृतिक रूप से उच्च होती है।
- दिये गये समूह में, परमाण्विक त्रिज्या सामान्यतः ऊपर से नीचे आने पर बढ़ती है, उदाहरण, समूह 1 में परमाण्विक आकार लीथियम से सीजियम तक निश्चित रूप में बढ़ता है,
  अर्थात, $r_{Cs} > r_{Rb} > r_K > r_{Na} > r_{Li}$
- समूह में नीचे आने पर आकार में वृद्धि अतिरिक्त कोश के योग के कारण होती है जो बढ़े हुए नाभिकीय आवेश के प्रभाव को कम करता है। यह ध्यान रखना चाहिये कि He एवं Fr क्रमशः सबसे छोटा एवं सबसे बड़ा परमाणु है।

आयनिक त्रिज्या (Ionic radius)

- यह एक आयन के नाभिक से उस बिन्दु तक की प्रभावी दूरी है जहाँ तक इसका प्रभाव इसके इलेक्ट्रॉन बादल पर पड़ता है।
- एक धनायन हमेशा अपने संगत परमाणु से बहुत अधिक छोटा होता है। इसके अलावा, जितने अधिक इलेक्ट्रॉनों की संख्या निष्कासित होगी परिणामी धनायन उतना ही अधिक छोटा होगा। उदाहरण के लिए

$$\begin{matrix} r_{Fe} & > & r_{Fe^{2+}} & > & r_{Fe^{3+}} \\ 1.26 & & 0.76 & & 0.64 \end{matrix}$$

- ये निम्न दो कारकों के कारण होता है,

(i) इलेक्ट्रॉनों की क्षति द्वारा निर्मित एक धनायन के परिणामस्वरूप बाहरी कोश का पूर्ण विलोपन हो सकता है एवं चूँकि बचे हुए आन्तरिक कोश अन्तरिक्ष में तब भी विस्तारित नहीं होते, जिससे धनायन धातु परमाणु की अपेक्षा अत्यन्त छोटा होता है।

- उदाहरण के लिए,

सोडियम परमाणु (Na)	→	सोडियम आयन (Na^+)
(2, 8, 1)		(2, 8)

(ii) जब कभी एक धनायन बनता है, नाभिकीय आवेश से इलेक्ट्रॉनों की संख्या का अनुपात (Z/e अनुपात) बढ़ता है इसके परिणामस्वरूप प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है एवं इलेक्ट्रॉन नाभिक की ओर धकेले जाते हैं फलस्वरूप धनायन छोटा हो जाता है। एक ऋणायन सदैव संगत परमाणु से बड़ा होता है।
उदाहरण के लिए,
I की परमाणु त्रिज्या $= 1.23$;
I^-की आयनिक त्रिज्या $= 2.16$

- **ये पुनः निम्न दो कारणों के कारण होता है :**

(a) चूँकि एक ऋणायन के निर्माण में, एक या अधिक इलेक्ट्रॉन जुड़ते हैं, इलेक्ट्रॉन बादल विस्तारित होता है एवं आयनिक आकार बढ़ता है।

(b) ऋणायन के निर्माण में, प्रभावी नाभिकीय आवेश घटता है इसके परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर जाते हैं और इस तरह ऋणायन अपने संगत परमाणु की अपेक्षा बड़ा बन जाता है।

- किसी व्यक्तिगत समूह में, ऊपर से नीचे की ओर बढ़ने पर तत्वों के आयनों के आकार में वृद्धि होती है।
- समइलेक्ट्रोनिक आयनों के प्रकरण में (आयन जिनमें इलेक्ट्रॉनों की समान संख्या होती है किन्तु भिन्न नाभिकीय आवेश होता है) जितना अधिक नाभिकीय आवेश होगा, उतना ही अधिक इलेक्ट्रॉनों के लिये आकर्षण होगा एंव छोटी आयनिक त्रिज्या होगी। इसलिये इन आयनों का आकार घटता है। जो निम्न प्रकार से है,

$$C^{-4} > N^{-3} > O^{-2} > F^{-1} > Ne > Na^{+} > Mg^{+2} > Al^{+3} > Si^{+4} > P^{+5} > S^{+6} > Cl^{+7}$$

आयनों का आकार (घटते क्रम में)

वाण्डरवाल त्रिज्या (Vander waal's radius)

- ये ठोस अवस्था में एक तत्व के दो पड़ोसी अणुओं के अनुयायी दो संलग्न परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी का अर्द्ध भाग है।
- सहसंयोजी त्रिज्या सदैव संगत वाण्डरवाल त्रिज्या से छोटी होती है। ये इस तथ्य के कारण होता है कि रासायनिक बन्ध के निर्माण में, दो परमाणु एक-दूसरे के नजदीक आते हैं। ये इसकी भी व्याख्या करता है कि क्यों सहसंयोजी बन्ध वाण्डरवाल बल की अपेक्षा अत्यधिक प्रबल है। ये महत्वपूर्ण सूचना है कि चूँकि उत्कृष्ट गैसों के क्रिस्टल में सामान्य रूप से उत्कृष्ट गैसें कोई सहसंयोजक बन्ध नहीं बनाती, कोई रासायनिक बल परमाणुओं के बीच संचालित नहीं होते। इसलिये इन प्रकरणों में केवल वाण्डरवाल बल ही आकर्षी बल है। अन्य शब्दों में, वाण्डरवाल त्रिज्या उत्कृष्ट गैसों की परमाणु त्रिज्या रचती है और चूँकि सहसंयोजी त्रिज्या की अपेक्षा वाण्डर वाल त्रिज्या बड़ी होती है, उत्कृष्ट गैसों की परमाणु त्रिज्या उनके सापेक्षिक आवर्त में सबसे अधिक बड़ी है (अपसामान्यता)।

आयनन एन्थैल्पी अथवा आयनन ऊर्जा (Ionisation enthalpy or ionisation energy)

- परमाणु में इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा आकर्षित होते हैं। जब एक इलेक्ट्रॉन को निकाला जाता है तब इस नाभिकीय आकर्षण के विरूद्ध कार्य किया जाता है। दूसरे शब्दों में परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिये ऊर्जा की आवश्यकता होती है। तत्वों के रासायनिक व्यवहार के विस्तार को समझने के लिये हमारे पास एक ऐसी ऊर्जा की सूचना होनी चाहिये जिसके साथ एक परमाणु अपने इलेक्ट्रॉन बांधे। इसे आयनन विभव अथवा आयनन ऊर्जा के मापन द्वारा प्राप्त करते हैं। इसको इस तरह परिभाषित कर सकते हैं कि अपनी मूल अवस्था में किसी विलगित गैसीय परमाणु के बाहरी कोश से एक इलेक्ट्रॉन को पृथक करने के लिये आवश्यक ऊर्जा। इसे इलेक्ट्रॉन वोल्ट्स (eV) अथवा किलो कैलोरी प्रति ग्राम परमाणु में व्यक्त करते हैं। एक परमाणु में, गैसीय परमाणु से प्रथम इलेक्ट्रॉन को पृथक करने के लिये आवश्यक ऊर्जा को प्रथम आयनन ऊर्जा कहते हैं। एक धनात्मक आयन से एक इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिये आवश्यक ऊर्जा जिससे द्विधनात्मक आयन क्षेत्र बने, द्वितीय आयनन ऊर्जा कहलाती है। द्वितीय आयनन ऊर्जा का मान प्रथम की अपेक्षा उच्च होता है। इसका कारण यह है कि परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के बाद बचे एक धनात्मक आयन में, इलेक्ट्रॉन परमाणु की अपेक्षा अधिक मजबूती से नाभिक के साथ बंध जाते हैं। इसलिये द्वितीय इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के लिये अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। इसी प्रकार, तृतीय आयनन ऊर्जा का मान द्वितीय आयनन ऊर्जा से भी अधिक होता है।

  $A \to A^+ + e^{-1}$ (प्रथम आयनन ऊर्जा)

  $A^+ \to A^{+2} + e^{-1}$ (द्वितीय आयनन ऊर्जा)

  $A^{+2} \to A^{+3} + e^{-1}$ (तृतीय आयनन ऊर्जा)

आवर्त सारणी में आयनन ऊर्जा की विभिन्नता

(i) समूह में जैसे-जैसे परमाणु क्रमांक बढ़ता है आयनन ऊर्जा घटती है : ये इस तथ्य पर आधारित है कि जैसे-जैसे हम समूह में नीचे बढ़ते हैं, परमाणु का आकार बढ़ता है, एवं बाहरी इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होते जाते हैं इस तरह आकर्षण बल घटता है और इसलिये आयनन ऊर्जा घटती है।

Li	Na	K	Rb	Cs
5.4 eV	1. eV	4.3 eV	4.2 eV	3.9 eV

(ii) आयनन ऊर्जा आवर्त में परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ बढ़ती है : ये परमाणु के आकार के कारण होती है चूँकि ये आवर्त के साथ घटती है एवं बाहरी इलेक्ट्रॉन नाभिक के द्वारा प्रबलता से आकर्षित होते हैं और इसलिये इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के लिये अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
5.4 eV	9.3 eV	8.3 eV	11.3 eV	14.6 eV	13.6 eV	17. eV	21. eV

(iii) अक्रिय गैसों की आयनन ऊर्जा उनके तुरन्त बाद स्थित पड़ोसी की अपेक्षा अधिक होती है। ये इनके पूर्व अष्टक ns^2p^6 विन्यास के कारण होती है जो अत्याधिक स्थायी है। इसलिये, अक्रिय गैस के बाहरी कोश से इलेक्ट्रॉन को निकाला जाना अत्यन्त जटिल है।

आयनन ऊर्जा के मान पर प्रभाव डालने वाले कारक

(i) परमाणु का आकार : परमाणु आकार में वृद्धि के साथ, आयनन विभव घटता है, चूँकि बाहरी इलेक्ट्रॉन की नाभिक से दूरी बढ़ती है और इसलिये आकर्षण बल घटता है।

(ii) नाभिक पर आवेश : नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ, इलेक्ट्रॉनों के लिये नाभिक के आकर्षण बलों में वृद्धि इलेक्ट्रॉन के निष्कासन को अत्यन्त जटिल बनाती है। इस तरह नाभिकीय आवेश में वृद्धि आयनन विभव को बढ़ाती है।

(iii) अन्तः कोश परिरक्षण अथवा आवरण प्रभाव : बहुइलेक्ट्रॉन परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा खींचे जाते हैं, किन्तु अन्तः कोश के इलेक्ट्रॉनों द्वारा प्रतिकर्षित होते हैं। इसलिये, संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक के सम्पूर्ण खिंचाव का अनुभव नहीं करते। इसके अलावा नाभिक का कुल खिंचाव अन्तः कोश के इलेक्ट्रॉन द्वारा कम होता है। अन्तः कोश द्वारा नाभिक के आकर्षण बलों में कमी का प्रभाव परिरक्षण प्रभाव कहलाता है। यह प्रभाव s^2p^6 कोश (सबसे अधिक स्थायी) द्वारा प्रदर्शित होता है। इसलिये, Cu, की अपेक्षा K की आयनन ऊर्जा अत्यन्त कम है, जबकि, दोनों के चतुर्थ कोश में एक इलेक्ट्रॉन होता है।

$K^{19} = 1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^1$

$Cu^{29} = 1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^1$

- K की आयनन ऊर्जा 4.33 eV है जबकि Cu की 7.72 eV है। K में यह घटना s^2p^6, उपान्तिम कक्ष के बड़े परिरक्षण प्रभाव के कारण होती है। जबकि Cu में यह $s^2p^6d^{10}$, उपान्तिम कक्ष के कारण होता है जो कम परिरक्षण प्रभाव प्रदर्शित करता है।

(iv) शामिल इलेक्ट्रॉनों के प्रकार : आयनन ऊर्जा इलेक्ट्रॉनों के प्रकार पर भी निर्भर करती है, अर्थात् s, p, d अथवा f, इलेक्ट्रॉन जिन्हें निकालना होता है, s-इलेक्ट्रॉन नाभिक के नजदीक होते हैं और p, d अथवा f इलेक्ट्रॉनों की अपेक्षा अधिक दृढ़ता से बंधे होते हैं। इसलिये, आयनन ऊर्जा $s > p > d > f$ कक्षकों के क्रम में घटती है।

(v) पूर्ण भरे अथवा अर्द्ध भरे उपकोश : हुण्ड नियम के अनुसार, पूर्ण भरे अथवा अर्द्ध भरे कक्षक अधिक स्थायी होते हैं। इसलिये, तुलनात्मक रूप से इन कोशों से इलेक्ट्रॉन निकालना मुश्किल है B(8.3eV) की अपेक्षा Be(9.3eV) की आयनन ऊर्जा अधिक है क्योंकि Be के बाहरी कोश का विन्यास $2s^2$ है जो कि पूर्ण भरा होता है। इसी तरह ऑक्सीजन (13.6 eV) की अपेक्षा नाइट्रोजन (14.6 eV) की आयनन ऊर्जा अधिक होती है क्योंकि नाइट्रोजन के बाहरी कोश का विन्यास $2s^2p^3$ है। जिसमें p कोश अर्द्ध भरा होता है और अधिक स्थायी होता है। इसी तरह Al की अपेक्षा Mg की आयनन ऊर्जा अधिक होती है तथा S की अपेक्षा P की अधिक होती है।

आपेक्षिक आयनन ऊर्जाऐं

- द्वितीय आवर्त के तत्वों का IE_1 एवं IE_2
  $IE_1: Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$
  $IE_2: Be < C < B < N < F < O < Ne < Li$
- तृतीय आवर्त के तत्वों का IE_1 एवं IE_2
  $IE_1: Na < Al < Mg < Si < S < P < Cl < Ar$
  $IE_2: Mg < Si < Al < P < S < Cl < Ar < Na$
- अति उच्च मानों के साथ तत्वों का IE_1
  $Cl < H < O < Kr < N < Ar < F < Ne < He$

आयनन ऊर्जा का महत्व

(i) किसी तत्व का आयनन विभव जितना कम होगा, उसकी अपचयन क्षमता एवं क्रियाशीलता उतनी ही अधिक होगी।

(ii) ये तत्वों के क्षारीय लक्षण के बारे में कुछ आँकलन देता है।

(iii) दो तत्वों की इलेक्ट्रॉन बन्धुता एवं आयनन विभव का आपेक्षिक मान उनके संयोजन के दौरान बने बन्ध की प्रकृति से सम्बन्धित होता है।

(iv) आयनन विभव किसी परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉन (s) की संख्या के बारे में एक सूचना प्रदान करता है : असामान्य उच्च मान ये सूचित करता है कि संयोजी इलेक्ट्रॉन की अपेक्षा कोई अन्य इलेक्ट्रॉन निष्कासित होता है।

उदाहरण के लिये, $\mathrm{IE}_1, \mathrm{IE}_2$ एवं IE_3 के मान 5.39,75.62 एवं 122.42 eV है। चूँकि ये मान अचानक बड़े होते हैं, ये सूचित करता है कि इसके परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉन की संख्या एक होती है। इसी तरह, $\mathrm{IE}_1, \mathrm{IE}_2$ एवं IE_3 के मान 9.32,18.21 एवं 153.85 eV की तरह है जो ये सूचित करते हैं कि इसके परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या दो है।

इलेक्ट्रॉन बन्धुता / लब्धि एन्थैल्पी (Electron affinity/ gain enthalpy)

◈ वे परमाणु जिनके नाभिकीय बल इलेक्ट्रॉनिक कोश द्वारा पूर्ण परिरक्षित नहीं होते, प्रायः इलेक्ट्रॉनों के लिये आकर्षण आमन्त्रित करते हैं। इस तरह के परमाणु इलेक्ट्रॉनों को पकड़ते हैं यदि वे उसके प्रभावी क्षेत्र के अन्तर्गत उपलब्ध हो और ये नाभिक के स्थिर वैद्युत बलों को उदासीन करते हैं। जब कभी किसी परमाणु अथवा आयन द्वारा आकर्षण के बल आमन्त्रित किये जाते हैं तब सदैव ऊर्जा उत्सर्जित होती है, एवं इस ऊर्जा को इलेक्ट्रॉन बन्धुता कहते हैं। इसको इस तरह भी परिभाषित कर सकते हैं कि "जब एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन को उदासीन गैसीय परमाणु में जोड़ा जाये तो उत्सर्जित हुई ऊर्जा।"

◈ जब प्रथम इलेक्ट्रॉन को एक उदासीन परमाणु में जोड़ा जाता है, तब कुछ ऊर्जा विसर्जित होती जिसे प्रथम इलेक्ट्रॉन बन्धुता कहते हैं, किन्तु द्वितीय इलेक्ट्रॉन बन्धुता के प्रकरण में, इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण के कारण ऊर्जा अवशोषित होगी। उदाहरण,

(a) $O_{(g)} + e^- \rightarrow O^-_{(g)} + E_1(\Delta H = -ve,$ ऊष्माक्षेपी $)$

(b) $O^-_{(g)} + e^- \rightarrow O^{-2} + E_2(\Delta H = +ve,$ ऊष्माशोषी $)$

◈ इस तरह, एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन को लेने की प्रक्रिया में उच्च ऊर्जा विसर्जित होती है, और इलेक्ट्रॉन बन्धुता उच्च होगी। किसी परमाणु की इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान जितना अधिक होता है उतनी ही अधिक उसके ऋणायन में बदलने की प्रवृत्ति होती है। प्रायोगिक रूप से इलेक्ट्रॉन बन्धुता का निर्धारण अत्यन्त मुश्किल है। इसके मानों को ऊष्मागतिकीय धारणाओं के आधार पर परिकलित करते हैं। इसे इलेक्ट्रॉन वोल्ट्स में व्यक्त करते हैं। अक्रिय गैसों के लिये इसका मान शून्य माना जाता है, क्योंकि इनका स्थायी ns^2p^6 अभिविन्यास होता है एवं कोई अन्य इलेक्ट्रॉन लेने के लिये ये सक्षम नहीं है। क्षारीय धातुओं के लिये इसका मान शून्य एवं एक के बीच होता है।

◈ Be एवं Mg की इलेक्ट्रॉन बन्धुता शून्य होती है चूँकि इनका पूर्ण अभिविन्यास ns^2 होता है जो अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन नहीं ले सकता। इसी तरह N एवं P के लिये इसका मान बहुत कम होता है क्योंकि इनमें भी अर्द्धपूर्ण p कक्षक (ns^2p^3) होता है और अधिक स्थायी होता है।

इलेक्ट्रॉन बन्धुता के मान को प्रभावित करने वाले कारक

(i) परमाण्विक आकार : इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान परमाणु आकार में वृद्धि के साथ घटता है चूँकि परमाणु क्रमांक बढ़ने के कारण समूह में नीचे आने पर नाभिकीय आवेश घटता है। इसका मान आवर्त के साथ बढ़ने पर बढ़ता है, क्योंकि आवर्त के साथ बढ़ने पर परमाणु आकार घटता है। Cl की अपेक्षा F का निम्न मान F के अत्यन्त छोटे आकार के कारण होता है। जिसमें उच्च सान्द्रित ऋण आवेश होता है और ये आने वाले इलेक्ट्रॉनों को प्रतिकर्षित करता है, तत्पश्चात् जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉनों के सापेक्ष लगने वाले नाभिकीय आकर्षण बलों को कम करता है और इसीलिये इलेक्ट्रॉन बन्धुता कम होती है। इस तरह क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन बन्धुता का उच्च मान होता है।

(ii) नाभिकीय आवेश : इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान नाभिकीय आवेश बढ़ने के साथ बढ़ता है। इस तरह, इसका मान आवर्त में बांये से दांये बढ़ने पर, नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ बढ़ता है।

(iii) आवरण अथवा परिरक्षण प्रभाव : इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान, आन्तरिक इलेक्ट्रॉन के परिरक्षण प्रभाव में कमी के साथ बढ़ता है। इसके साथ, इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान कुछ हद तक उस कक्षक के प्रकार पर भी निर्भर करता है जिसमें इलेक्ट्रॉन जुड़ता है। जब इलेक्ट्रॉन ' s ' कक्षक में प्रवेश करता है तो इसका मान अधिक होता है तथा p, d एवं f कक्षकों के लिये इसका मान क्रमशः घटता है।

इलेक्ट्रॉन बन्धुता का महत्व :

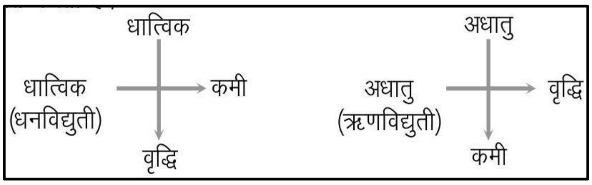
◈ तत्वों के कुछ गुण उनके इलेक्ट्रॉन बन्धुता के मानों के आधार पर अनुमानित किये जाते हैं।

(i) तत्व जिनकी इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान उच्च होता है वे आसानी से इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने में सक्षम होते हैं। ये ऋणायन एवं वैद्युत संयोजक यौगिक बनाते हैं। ये तत्व प्रकृति में ऋणविद्युती हैं।

(ii) तत्व जिनकी इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान उच्च होता है प्रबल ऑक्सीकारक के समान कार्य करते हैं,
उदाहरण F, Cl, Br, O, S, आदि।

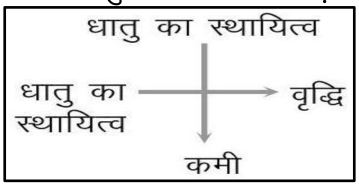
◈ आयनन विभव एवं इलेक्ट्रॉन बन्धुता के सामान्य चलन के आधार पर, निम्न गुणों को अनुमानित कर सकते हैं।

(a) आवर्त में धात्विक प्रकृति घटती है जबकि अधात्विक प्रकृति में वृद्धि होती है। तीर (↓) समूह को प्रदर्शित करता है एवं (→) आवर्त को प्रदर्शित करता है।



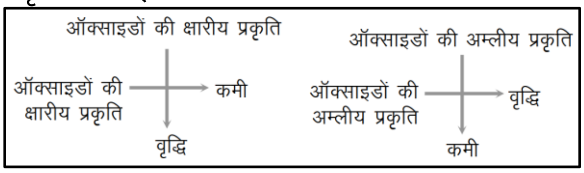
(b) आवर्त में अपचयन प्रकृति घटती है जबकि ऑक्सीकरण प्रकृति बढ़ती हे। समूह में अपचयन प्रकृति बढ़ती है जबकि ऑक्सीकरण प्रकृति घटती है।

(c) आवर्त में धातु का स्थायित्व बढ़ता है, जबकि धातु की क्रियाशीलता घटती है एवं समूह में धातु का स्थायित्व घटता है, जबकि धातु की क्रियाशीलता बढ़ती है।



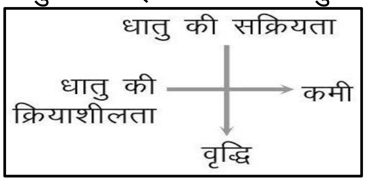
◈ यह चलन विशेष रूप से IA, IIA एवं IIIA तत्वों में प्रेक्षित किया जाता है।

(d) आवर्त में ऑक्साइडों की क्षारीय प्रकृति घटती है, जबकि अम्लीय प्रकृति बढ़ती है। समूह में क्षारीय प्रकृति बढ़ती है जबकि अम्लीय प्रकृति घटती है।



ऋणविद्युतता (Electronegativity)

◈ किसी यौगिक में परमाणु की वह प्रवृत्ति जो बन्धी इलेक्ट्रॉनों के युग्मों को अपनी ओर आकर्षित करती है - उस परमाणु की ऋणविद्युतता कहलाती है। ये महत्वूर्ण सूचना है कि इलेक्ट्रॉन बन्धुता एवं ऋणविद्युतता दोनों ही इलेक्ट्रॉन आकर्षण क्षमता को नापते हैं किन्तु इलेक्ट्रॉन बन्धुता एक विलगित गैसीय परमाणु को निर्देशित करती है, जबकि ऋणविद्युतता यौगिक में एक परमाणु को निर्देशित करती है। इस तरह इलेक्ट्रॉन बन्धुता एकल इलेक्ट्रॉन के लिये आकर्षण है जबकि ऋणविद्युतता बन्धी इलेक्ट्रॉनों के युग्मों के लिये होती है। इसके अलावा इलेक्ट्रॉन बन्धुता ऊर्जा है जबकि ऋणविद्युतता एक प्रवृत्ति है।



ऋणविद्युतता के मान को प्रभावित करने वाले कारक

(i) परमाणु का आकार

(ii) इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास : बड़े परमाणु की अपेक्षा छोटे परमाणु इलेक्ट्रॉनों को अधिक आकर्षित करते हैं और इसलिये ये अधिक ऋणविद्युती होते हैं। दूसरी ओर परमाणु जिनके साथ लगभग पूर्ण भरे इलेक्ट्रॉन कोश होते हैं, उनकी ऋणविद्युतता विरल इलेक्ट्रॉन युक्त परमाणु की अपेक्षा अधिक होगी।

आवर्त सारणी में ऋणविद्युतता की विभिन्नता

(i) आवर्त में, ऋणविद्युतता बायें से दायीं ओर चलने पर बढ़ती है। ये आकार में कमी एवं नाभिकीय आवेश में वृद्धि के कारण होता है। इस तरह, क्षारीय धातुएँ निम्न मान उत्पन्न करती हैं, जबकि हैलोजनों का उच्च मान होता है। अक्रिय गैसों की ऋणविद्युतता शून्य होती है।

(ii) समूह में, ऋणविद्युतता ऊपर से नीचे आने पर घटती है। ये परमाणु आकार में वृद्धि के कारण होता है। यदि कोई तत्व कई ऑक्सीकरण अवस्थायें प्रदर्शित करता है, तो परमाणु उच्च ऑक्सीकरण अवस्था में इलेक्ट्रॉनों के लिये अधिक आकर्षण के कारण अधिक ऋणात्मक होगा, उदाहरण, Sn II (1.30) एवं Sn IV (1.90).

(3) ऋणविद्युतता को निम्न तीन पैमानों पर व्यक्त कर सकते हैं,

(i) मुलीकेन का पैमाना : मुलीकेन ने ऋणविद्युतता को किसी परमाणु की इलेक्ट्रॉन बन्धुता एवं आयनन विभव के औसत मान की तरह व्यक्त किया।

$$\text{ऋणविद्युतता} = \frac{\text{आयनन विभव} + \text{इलेक्ट्रॉन बन्धुता}}{2}$$

(ii) आलरेड रोचोव पैमाना : आलरेड एवं रोचोव ने ऋणविद्युतता को इस तरह परिभाषित किया कि ये वो स्थिर वैद्युत बल है जो नाभिक द्वारा संयोजी इलेक्ट्रॉनों पर उत्पन्न होते हैं। इस तरह $\chi = \frac{0.359Z}{r^2} + 0.744$ जहाँ Z प्रभावी नाभिकीय आवेश है एवं r परमाणु की Å में सहसंयोजी त्रिज्या है।

(iii) पाउलिंग पैमाना : ऋणविद्युतता का पाउलिंग पैमाना सर्वाधिक प्रयुक्त होता है। ये अधिक बन्ध ऊर्जाओं पर आधारित होता है। इन्होंने दो परमाणुओं के बीच ऋणविद्युतता अन्तर को निर्धारित किया और फिर कुछ तत्वों के लिये स्वेच्छाकारी मानों द्वारा निरुपित किया (उदाहरण फ्लोरीन के लिये 4.00 , कार्बन के लिये 2.5 एवं हाइड्रोजन के लिये 2.1), इन्होंने अन्य तत्वों की ऋणविद्युता को परिकलित किया। $\chi_A - \chi_B = 0.208\sqrt{\Delta E}$.
जहाँ χ_A और χ_B क्रमशः परमाणु A एवं B की ऋणविद्युततायें हैं, kcal के इलेक्ट्रॉन वोल्ट में परिवर्तन से कारक 0.208 आता है। ($1\text{eV} = 23.0\text{kcal}$/ मोल),
जबकि $\Delta E =$ वास्तविक बन्ध ऊर्जा $- \sqrt{(E_{A-A} \times E_{B-B})}$
ऋणविद्युतताओं के पाउलिंग एवं मुलीकेन मान इस तरह से सम्बन्धित हैं। χ (पाउलिंग) = 0.34χ (मुलीकेन) -0.2

(4) ऋणविद्युतता का महत्व : ऋणविद्युत का मान से निम्न पूर्वानुमान बनाये जा सकते हैं।

(i) दो परमाणुओं के बीच बन्ध की प्रकृति दोनों परमाणुओं की ऋणविद्युतता के अन्तर से अनुमानित की जा सकती है।

(a) $X_A - X_B = 0$, अर्थात, $X_A = X_B$ बन्ध शुद्ध सहसंयोजी है।

(b) $X_A - X_B$ छोटा हो, अर्थात $X_A > X_B$, तो बन्ध ध्रुवीय सहसंयोजक है।

(c) $X_A - X_B = 1.7$ हो, तो बन्ध 50% सहसंयोजी एवं 50% आयनिक है।

(d) $X_A - X_B$ अति उच्च हो, तो बन्ध अधिक आयनिक एवं कम सहसंयोजी है। इस तरह के प्रकरणों में अणु को $BA(B^+A^-)$की तरह प्रदर्शित करेंगे।

- आयनिक लक्षण का प्रतिशत
  $= 16(X_A - X_B) + 3.5(X_A - X_B)^2$
- जहाँ X_A एवं X_B बन्धी परमाणु A एवं B की ऋणविद्युतता को प्रदर्शित करते हैं।
- यह सम्बन्ध ए. एल. एलर्ड (1961) द्वारा दिया गया।

(ii) ($X_A - X_B$) अन्तर का मान जितना अधिक होगा बन्ध उतना ही अधिक स्थायी होगा।

	$H-F$	$H-Cl$	$H-Br$	$H-I$
$(X_A - X_B)$	1.9	0.9	0.7	0.4

स्थायित्व घटता है। →

- यौगिकों का स्थायित्व जिसमें $X_A - X_B$ अत्यन्त छोटा होता है, प्रकृति में अस्थायी है,
- $SiH_4(0.3), NCl_3(0.0), PH_3(0), AsH_3(0.1)$ अस्थायी है।

(iii) ($X_O - X_A$) अन्तर, तत्व A द्वारा बनाये गये ऑक्साइड की प्रकृति को अनुमानित करता है। X_O ऑक्सीजन की ऋणविद्युता है।

- $X_O - X_A$ बड़ा हो, तो ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति दर्शाता है (उदाहरण Na_2O)
- $X_O - X_A$ छोटा हो, तो ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति दर्शाता है (उदाहरण, SO_2)

(iv) आयनिक यौगिक जिसमें प्रतिशत आयनिक लक्षण 20% से कम है रंगीन पाये गये, उदाहरण,

AgCl	AgBr	AgI	Ag_2S
22%	18%	11%	8%
सफेद	हल्का पीला	गहरा पीला	काला

- जितना कम प्रतिशत आयनिक लक्षण होगा, उतना ही अधिक गहरा रंग होगा।

कुछ अन्य आवर्ती गुण
(Some other periodic properties)

(1) परमाणु आयतन (Atomic volume) : इसे इस तरह परिभाषित करते हैं कि किसी तत्व के एक ग्राम परमाणु द्वारा घेरा गया आयतन। गणितीय रूप से,

$$\text{परमाणु आयतन} = \frac{\text{ग्राम परमाणु भार}}{\text{ठोस अवस्था में घनत्व}}$$

- परमाणु आयतन की इकाई c.c./मोल है। परमाणु आयतन, ठोस अवस्था में दिये गये तत्व के परमाणुओं के एक मोल (एवोगेड्रो संख्या) द्वारा घेरे गये आयतन को दर्शाता है। कम परमाण्विक आयतन सामान्यतः उच्च घनत्व को प्रदर्शित करता है, कठोरता एवं भंगुरता को बढ़ाता है, गलनांक एवं क्वथनांक उच्च करता है, तन्यता एवं आघातवर्धनीयता को कम करता है।

(i) जब समूह में नीचे आते हैं, परमाणु आयतन सामान्यतः बढ़ते हैं जो कि कोश की संख्या में वृद्धि के कारण होता है। यद्यपि दिये गये समूह में संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या स्थिर बनी रहती है।

(ii) जब आवर्त में बायें से दाँयी ओर चलते हैं तो परमाण्विक आयतन पहले न्यूनतम मान तक घटता है और फिर बढ़ता है। फ्रेन्शियम का सर्वोच्च परमाण्विक आयतन होता है तथा बोरॉन का सबसे कम परमाण्विक आयतन होता है।

(2) घनत्व (Density) : ठोस अवस्था में तत्वों के घनत्व उनके परमाणु क्रमांकों के साथ आवर्ती रूप में बदलते हैं। सर्वप्रथम, आवर्त में घनत्व क्रमिक रूप से बढ़ते हैं और फिर केन्द्रीय सदस्य के आस-पास आकर अधिकतम हो जाते हैं और फिर इसके बाद क्रमिक रूप से कम होना प्रारम्भ कर देते हैं।

(3) गलनांक एवं क्वथनांक (Melting and boiling points) : तत्वों के गलनांक परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ कुछ आवर्तता प्रदर्शित करते हैं। ये प्रेक्षित किया जाता है कि तत्व जिनके परमाणु आयतन का मान कम होता है उनके गलनांक उच्च होते हैं जबकि तत्व जिनके परमाणु आयतन का मान उच्च होता है उनके गलनांक निम्न होते हैं। सामान्य रूप से, किसी आवर्त में तत्वों के गलनांक सर्वप्रथम बढ़ते हैं और केन्द्र में कहीं आकर अधिकतम हो जाते हैं तत्पश्चात कम होना शुरु कर देते हैं।

- धातुओं में टंगस्टन का गलनांक (3410°C) अधिकतम होता है एवं अधातुओं में कार्बन का गलनांक (3727°C) अधिकतम होता है। हीलियम का गलनांक (−270°C) न्यूनतम होता है। Cs, Ga एवं Hg जैसी धातु 30°C पर द्रव अवस्था में ज्ञात है।
- तत्वों के क्वथनांक भी यही चलन प्रदर्शित करते हैं, किन्तु इनमें ये असमानतायें गलनांक के प्रकरण में सूचित की गई असमानताओं के समान अधिक प्रभावी नहीं होती है।

(4) ऑक्सीकरण अवस्था (Oxidation state) (ऑक्सीकरण संख्या, O.N.) : किसी यौगिकों में किसी तत्व की ऑक्सीकरण संख्या उस व्यक्तिगत यौगिक के निर्माण के दौरान उस तत्व द्वारा प्राप्त किये गये अथवा खोये गये कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या है। (क्रमशः ऋणात्मक एवं धनात्मक ऑक्सीकरण अवस्था)

(5) चुम्बकीय गुण (Magnetic properties) : पदार्थ के चुम्बकीय गुण व्यक्तिगत परमाणुओं के गुणों पर निर्भर करते हैं। कोई पदार्थ (परमाणु, आयन अथवा यौगिक) चुम्बकीय क्षेत्र में आकर्षित होने में सक्षम हो तो वह अनुचुम्बकीय (Paramagnetic) कहलाता है। अनुचुम्बकीय पदार्थों में कुछ चुम्बकीय आघूर्ण होता है जो परमाणु, आयन अथवा अणुओं में अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की उपस्थिति के कारण बदलता है। चूँकि अधिकांश संक्रमण धातु आयनों में अयुग्मित d-इलेक्ट्रॉन होते हैं, इसलिये ये अनुचुम्बकीय व्यवहार प्रदर्शित करते हैं।

- $Sc^{3+}, Ti^{4+}, Zn^{2+}, Cu^{+}$, आदि अपवाद हैं जिनमें कोई भी अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होता और इसलिये ये प्रतिचुम्बकीय अथवा द्विचुम्बकीय होते हैं।
- दूसरी ओर, कोई पदार्थ जो चुम्बकीय क्षेत्र द्वारा प्रतिकर्षित होता है - द्विचुम्बकीय (Diamagnetic) कहलाता है। इस तरह के पदार्थों में कोई भी कुल चुम्बकीय आघूर्ण नहीं होता क्योंकि इनमें कोई भी अयुग्मित इलेक्ट्रॉन नहीं होता। इलेक्ट्रॉन पदार्थ के चुम्बकीय गुणों को दो प्रकार से निर्धारित करते हैं।
- प्रत्येक इलेक्ट्रॉन को ऋणात्मक आवेश के छोटे गोले की तरह अपने अक्ष पर चक्रण करते हुये वर्णित करते हैं।

- नाभिक के चारों ओर संकीर्ण पथ में संचलन करता हुआ इलेक्ट्रॉन चुम्बकीय आघूर्ण भी उत्पन्न करेगा जैसे कि तारों के छल्लों में विद्युत धारा संचालित होती हैं।
- इसलिये प्रेक्षित चुम्बकीय आघूर्ण दो आघूर्णों का योग है : चक्रण आघूर्ण एवं कक्षक आघूर्ण। इसे इकाई में व्यक्त करते हैं जिसे बोहर मेग्नेटोन (BM) कहते हैं। n के सन्दर्भ में (अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या), चुम्बकीय आघूर्ण इस सूत्र द्वारा दिया जाता है, $\mu = \sqrt{n(n+2)}$
- पदार्थ में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या जितनी अधिक होगी, पदार्थ का चुम्बकीय आघूर्ण उतना ही अधिक होगा। चुम्बकीय आघूर्ण के मान का उपयोग आयन में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना करने में होता है। कुछ प्रकरणों में, अणु अथवा संकुलों की संरचना भी इनके चुम्बकीय आघूर्ण द्वारा निर्देशित होती है।
- अनुचुम्बकत्व (Paramagnetism) सामान्यतः साधारण युक्ति द्वारा मापा जाता है जिसे ग्वॉय तुला कहते हैं। जो चुम्बकीय क्षेत्र की उपस्थिति में प्रजाति के भारों को सन्तुलित करती है।
- फैरोचुम्बकत्व (Ferromagnetism) एक विशिष्ट गुण है जो कुछ पदार्थों में ठोस अवस्था में प्रेक्षित किया जाता है। इस तरह के पदार्थ चुम्बकीय क्षेत्र द्वारा प्रबलता से आकर्षित होते हैं और क्षेत्र को हटाने के बाद भी कुछ समय तक चुम्बकीय गुण बनाये रख सकते हैं। इसका मुख्य उदाहरण Fe, Co एवं Ni हैं।

(6) जलयोजन एवं जलयोजन ऊर्जा (Hydration and hydration energy)

(i) जलयोजन ऊर्जा एक एन्थैल्पी परिवर्तन है जो गैसीय आयन के 1 मोल को जल में घोलने पर होता है।

(ii) आयनों का आकार एवं उनका आवेश जलयोजन की सीमा को निर्धारित करता है। आयन पर जितना अधिक आवेश होगा

- उसका आकार उतना ही छोटा होगा, H_2O के O इलेक्ट्रॉन युग्म के लिये उतना ही अधिक आकर्षण होगा, इसलिये जलयोजन ऊर्जा की सीमा अधिक होती है।

(a) जलयोजित आयन का आकार बढ़ता है।

(b) आयनिक गति कम होती है अर्थात भारी (जलयोजित) आयन मन्द गति करते हैं।

(7) ऑक्साइडों का अम्ल-क्षार गुण

(i) आवर्त में आगे बढ़ने पर, ऑक्साइडों के क्षारीय लवण धीरे-धीरे पहले उभयधर्मी में परिवर्तित होते हैं और फिर अन्त में अम्लीय लक्षण में बदल जाते हैं।

(ii) समूह में नीचे आने पर, विपरीत व्यवहार प्रेक्षित होता है अर्थात् अधिक अम्लीय से अधिक क्षारीय होते हैं।

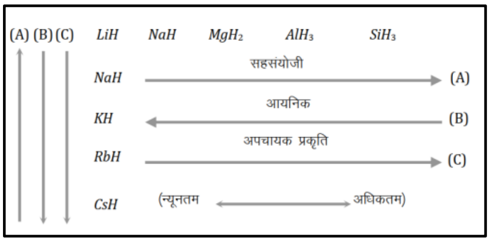
(iii) आवर्त में बढ़ने पर ऑक्साइडों का स्थायित्व घटता है।

(8) हाइड्राइड (Hydrides)

(i) हाइड्रोजन कई अन्य तत्वों के साथ संयोजित होकर (जिनमें धातु एवं अधातु शामिल है) यौगिक बनाता है जिन्हें हाइड्राइड कहते हैं।

(ii) हाइड्राइडों की सहसंयोजक प्रकृति आवर्त में बढ़ती है एवं समूह में नीचे आने पर घटती है।

(iii) सहसंयोजी हाइड्राइड की अपेक्षा आयनिक हाइड्राइड अच्छे अपचायक है और हाइड्राइड की अपचयन प्रकृति आवर्त में घटती है तथा समूह में नीचे आने पर बढ़ती है।



अभ्यास प्रश्न

1. कौनसा इलेक्ट्रॉनिक विन्यास उत्कृष्ट गैस का है?

(a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

(b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(c) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6$

(d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ **[d]**

2. एक परमाणु A का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2$, $2s^2p^6$,$3s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^3$ है, इस A तत्व का रसायन समानता प्रदर्शित करता है?

(a) क्लोरीन से (b) नाइट्रोजन से

(c) ऑक्सीजन से (d) बोरॉन से **[b]**

3. उस तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास क्या होगा जो समान आवर्त वर्ग में परमाणु क्रमांक 43 वाले तत्व से ठीक ऊपर है?

(a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^2$

(b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

(c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^1$

(d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1\ 4p^6$ **[a]**

4. विकर्ण सम्बन्ध का कारण है?

(a) तत्वों के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

(b) तत्वों के समान e / r अनुपात

(c) तत्वों में समान संख्या में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की उपस्थिति

(d) तत्वों के समान परमाणु भार **[b]**

5. निम्न में से प्रजातियों के आकार में वृद्धि का सही क्रम है?

(a) $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < Al$

(b) $F^- < Al < Na^+ > Mg^{2+}$

(c) $Al < Mg < F^- < Na^+$

(d) $Na^+ < Al < F^- < Mg^{2+}$ **[a]**

6. N^{3-}, O_2, F– एवं Na+ आयनों में आयनिक त्रिज्याओं का क्रम है?

(a) $N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+$

(b) $N^{3-} > Na^+ > O^{2-} > F^-$

(c) $Na^+ > O^{2-} > N^{3-} > F^-$

(d) $O^{2-} > F^- > Na^+ > N^{3-}$ **[a]**

7. निम्न में से कौन दिये गये गुण के सही क्रम को प्रदर्शित नहीं करता–

(a) $Sc^{3+} > Cr^{3+} > Fe^{3+} > Mn^{3+}$ आयनिक त्रिज्या

(b) $Sc < Ti < Cr < Mn$ घनत्व

(c) $Mn^{2+} > Ni^{2+} < Co^{2+} < Fe^{2+}$ आयनिक त्रिज्या

(d) $FeO < CaO > MnO > CuO$ क्षारीय प्रकृति **[d]**

8. Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} तथा Si^{4+} आयनों की आयनिक त्रिज्याओं के मान का क्रम है?

(a) $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+} < Si^{4+}$

(b) $Mg^{2+} > Na^+ > Al^{3+} > Si^{4+}$

(c) $Al^{3+} > Na^+ > Si^{4+} > Mg^{2+}$

(d) $Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+} > Si^{4+}$ **[a]**

9. सही कथन कौनसा है?

(a) पौटेशियम के लिए, परमाणु त्रिज्या आयनिक त्रिज्या परन्तु ब्रोमीन के लिए परमाणु त्रिज्या > आयनिक त्रिज्या

(b) पौटेशियम और ब्रोमीन दोनों के लिये परमाणु त्रिज्या> आयनिक त्रिज्या

(c) पौटेशियम और ब्रोमीन दोनों के लिये, परमाणु त्रिज्या आयनिक त्रिज्या

(d) पौटेशियम के लिये, परमाणु त्रिज्या आयनिक त्रिज्या परन्तु ब्रोमीन के लिये परमाणु त्रिज्या < आयनिक त्रिज्या **[d]**

10. निम्नलिखित में से कौनसा कथन सत्य है

(a) X^- आयन, आकार में X परमाणु से बड़ा होता है

(b) आयन, आकार में X परमाणु से बड़ा होता है

(c) X^+ आयन, आकार में X^- आयन से बड़ा होता है

(d) X^+ और X^- आयन, आकार में बराबर होते हैं **[a]**

11. निम्न में से कौनसा कथन गलत है?

(a) Al का प्रथम आयनन विभव Mg के प्रथम आयनन विभव से कम होता है

(b) Mg का द्वितीय आयनन विभव Na के द्वितीय आयनन विभव से अधिक होता है

(c) Na का प्रथम आयनन विभव, Mg के प्रथम आयनन विभव से कम होता है

(d) Mg का तृतीय आयनन विभव Al के तृतीय आयनन विभव से अधिक होता है **[d]**

12. एक तत्व M की द्वितीय आयनन ऊर्जा वह ऊर्जा होती है जो आवश्यक होती है?

(a) एक मोल गैसीय ऋण आयन से एक मोल इलेक्ट्रॉन को हटाने में

(b) किसी तत्व के एक मोल गैसीय केटायन (धन आयन) से एक मोल इलेक्ट्रॉन को हटाने में

(c) किसी तत्व के एक संयोजी गैसीय केटायन से एक मोल इलेक्ट्रॉन को हटाने में

(d) एक मोल गैसीय परमाणु से दो मोल इलेक्ट्रॉन को हटाने में **[b]**

13. एक तत्व की आयनन ऊर्जा है?

(a) उस तत्व की इलेक्ट्रॉन बन्धुता के समान

(b) उस तत्व की इलेक्ट्रॉन बन्धुता के बराबर लेकिन विपरीत चिन्ह के साथ

(c) उस ऊर्जा के बराबर जो किसी तत्व के परमाणु को इलेक्ट्रॉन देने पर मुक्त होती है

(d) उस ऊर्जा के बराबर जो किसी तत्व के परमाणु की बाहातम कोश में से एक इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए आवश्यक होती है **[d]**

14. आयनन ऊर्जा सर्वाधिक है?

(a) उत्कृष्ट गैसों के लिए

(b) प्लेटीनम धातु के लिए

(c) संक्रमण तत्वों के लिए

(d) आन्तरिक संक्रमण तत्वों के लिए **[a]**

15. निम्न तत्वों में आयनन विभव का सही घटता हुआ क्रम है?

(a) $Ne > Cl > P > S > Al > Mg$

(b) $Ne > Cl > P > S > Mg > Al$

(c) $Ne > Cl > S > P > Mg > Al$

(d) $Ne > Cl > S > P > Al > Mg$ **[b]**

16. निम्न में से कौनसा क्रम सही नहीं है?

(a) $NH_3 < PH_3 < AsH_3$ – अम्लीय प्रकृति

(b) $Li^+ < Na^+ < K^+ < Cs^+$ – आयनिक त्रिज्या

(c) $Al_2O_3 < MgO < Na_2O < K_2O$ – क्षारीय

(d) $Li < Be < B < C$ – प्रथम आयनन विभव **[d]**

17. ध्रुवण क्षमता का सही क्रम है?

(a) $Cs^+ < K^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$

(b) $K^+ < Cs^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$

(c) $Cs^+ < K^+ < Al^{3+} < Mg^{2+}$

(d) $K^+ < Cs^+ < Al^{3+} < Mg^{2+}$ **[a]**

18. ऑक्साइड आयन $O^{2-}_{(g)}$ के बनने में पहले अभिक्रिया ऊष्माक्षेपी और बाद में ऊष्माशोषी दिखाये गये निम्न पदों के अनुसार होती है

$O_{(g)} + e^- = O^-_{(g)} \Delta H^0 = -142\ kJmol^{-1}$

$O^-_{(g)} + e^- = O^{2-}_{(g)} \Delta H^0 = 844\ kJmol^{-1}$

इसका कारण है?

(a) O^- आयन दूसरे इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करने के लिए प्रतिरोधी होगा

(b) ऑक्सीजन की इलेक्ट्रॉन बंधुता उच्च होती है

(c) ऑक्सीजन अधिक विद्युत ऋणात्मक है

(d) O^- आयन का आकार तुलनात्मक रूप से ऑक्सीजन परमाणु से बड़ा होता है **[a]**

19. नीचे दिए गये आयनों के समूहों में से कौनसा समूह समइलेक्ट्रॉनिक प्रजातियों को प्रदर्शित करता है?

(a) $K^+, Cl^-, Mg^{2+}, Sc^{3+}$

(b) $Na^+, Ca^{2+}, Sc^{3+}, F^-$

(c) $K^+, Ca^{2+}, Sc^{3+}, Cl^-$

(d) $Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Cl$ **[a]**

20. आयनिक यौगिक आसानी से बनते हैं?

(a) कम इलेक्ट्रॉन बंधुता, उच्च आयनन ऊर्जा के साथ
(b) उच्च इलेक्ट्रॉन बंधुता, कम आयनन ऊर्जा के साथ
(c) कम इलेक्ट्रॉन बंधुता, कम आयनन ऊर्जा के साथ
(d) उच्च इलेक्ट्रॉन बंधुता, उच्च आयनन ऊर्जा के साथ **[b]**

21. F, Cl, Br और I की इलेक्ट्रॉन बंधुता का क्रम है?

(a) F < Cl > Br > I
(b) F > Cl > Br > I
(c) F < Cl < Br < I
(d) F > Cl < Br > I **[a]**

22. Al_2O_3, SiO_2, P_2O_3 और SO_2 के बीच अम्ल शक्ति का सही क्रम है?

(a) $Al_2O_3 < SiO_2 < SO_2 < P_2O_3$
(b) $SiO_2 < SO_2 < Al_2O_3 < P_2O_3$
(c) $SO_2 < P_2O_3 < SiO_2 < Al_2O_3$
(d) $Al_2O_3 < SiO_2 < P_2O_3 < SO_2$ **[a]**

23. एक तत्व जिसका परमाणु द्रव्यमान 40 है, का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 8, 2 है। निम्नलिखित में से कौनसा कथन इस तत्व के लिए सत्य नहीं है?

(a) यह आवर्त सारणी के द्वितीय समूह में है
(b) इसमें 20 न्यूट्रॉन हैं
(c) इसके ऑक्साइड का सूत्र MO_2 है
(d) यह आवर्त सारणी के चौथे आवर्त में है **[c]**

24. निम्न में से कौनसा क्रम ऑक्साइडों की अम्लीयता का सही घटता हुआ क्रम है–

(a) $Li_2O > BeO > B_2O_3 > CO_2 > N_2O_3$
(b) $N_2O_3 > CO_2 > B_2O_3 > BeO > Li_2O$
(c) $CO_2 > N_2O_3 > B_2O_3 > BeO > Li_2O$
(d) $B_2O_3 > CO_2 > N_2O_3 > Li_2O > BeO$ **[a]**

25. हैलोजन अम्लों की अम्ल साम्यता का बढ़ता हुआ क्रम है?

(a) $HF < HCl < HBr < HI$
(b) $HCl < HBr < HI < HF$
(c) $HF < HI < HBr < HCl$
(d) इनमें से कोई नहीं **[a]**

♦♦♦♦