Chapter 02 परमाणु संरचना (Atomic Structure)

CONTENT

- परिचय
- मौलिक कण
- थॉमसन का परमाणु मॉडल
- रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल
- विद्युत चुम्बकीय तरंग (EM तरंगें) सिद्धांत या विकिरण ऊर्जा
- प्लांक का क्वांटम सिद्धांत
- प्रकाश विद्युत प्रभाव
- बोर का परमाणु मॉडल
- स्पेक्ट्रम
- हाइड्रोजन रेखा स्पेक्ट्रम या हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम
- एक परमाणु का तरंग यांत्रिकी मॉडल
- क्वांटम संख्या
- परमाणु कक्षकों का आकार
- इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
- अर्द्धपूरित एवं पूर्णपूरित भरे कक्षकों की अतिरिक्त स्थिरता
- प्रायिकता वितरण वक्र

1. परिचय (INTRODUCTION)

(a) वैज्ञानिक जगत में परमाणु शब्द का उपयोग सर्वप्रथम डाल्टन द्वारा किया गया।

(b) इनके अनुसार पदार्थ/द्रव्य अतिसुक्ष्म अविभाजित कणों से मिलकर बना होता है जिसे परमाणु कहते हैं।

(c) यह रासायनिक अभिक्रियाओं में भाग लेता है।

(d) परमाणु को न तो बनाया जा सकता है न ही नष्ट किया जा सकता है।

2. मूलभूत कण (Fundamental Particles)

परमाणु तीन मूलभूत कणों से मिलकर बने होते है। इन मूलभूत कणों का आवेश तथा द्रव्यमान निम्न प्रकार है :

	इलेक्ट्रॉन	**प्रोटॉन**	**न्यूट्रॉन**
प्रतीक	**e या $_{-1}e^0$ या e^-**	**p या $_1p^1$**	**n या $_0n^1$**
द्रव्यमान (kg में)	9.109534×10^{-31}	$1.6726485 \times 10^{-27}$	$1.6749543 \times 10^{-27}$
द्रव्यमान amu में	5.4858026×10^{-4}	1.007276471	1.008665012
सापेक्ष द्रव्यमान	$\frac{1}{1837}$	1	1
आवेश (वास्तविक (C में))	$1.6021892 \times 10^{-19}$	$1.6021892 \times 10^{-19}$	0
सापेक्ष आवेश	-1	+1	0
खोज	J.J. थॉमसन	गोल्डस्टीन	चेडविक

एक इकाई आवेश $= 4.80298 \times 10^{-10}$ esu $= 1.60210 \times 10^{-19}$ कूलाम्ब

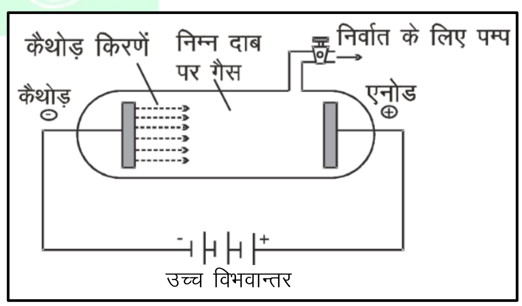
एक परमाणु द्रव्यमान इकाई (amu)$= \frac{1}{12} \times {}_6C^{12}$ परमाणु का द्रव्यमान

परमाणु के मूलभूत कणों की खोज (DISCOVERY OF FUNDAMENTAL PARTICLES)

➢ **कैथोड किरणें (Cathode rays)**

(a) इलेक्ट्रॉन की खोज, विर्सजन नलिका में अत्यन्त निम्न दाब पर भरी गैस से विद्युत–धारा प्रवाहित करने के परिणाम स्वरूप हुयी। (विर्सजन–नलिका प्रयोग)

(b) जब इलेक्ट्रोड़ों के मध्य 10,000 वोल्ट या इससे अधिक विभव प्रवाहित किया जाता हैं तो कुछ अदृश्य किरणें कैथोड से एनोड़ की ओर गति करती हैं जिसे कैथोड किरणें कहा जाता है।



➢ **कैथोड किरणों के गुण (Properties of Cathode rays)**

(i) कैथोड किरणें उच्च वेग से सीधी रेखा में गमन करती हैं तथा अपने पथ में उपस्थित वस्तु की छाया निर्मित होती हैं।

(ii) इसके पथ में उपस्थित वस्तु को यांत्रिक गति प्रदान करती हैं, जिससे यह इंगित होता है कि कैथोड किरणें कणों से निर्मित होती हैं।

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

(iii) जब विसर्जन नलिका को विद्युत क्षेत्र या चुम्बकीय क्षेत्र में रखा जाता है तो कैथोड किरणें विक्षेपित हो जाती हैं अर्थात् ये आवेशित कणों से मिलकर बनी हैं।

(iv) कैथोड किरणें कठोर धातु जैसे–टंगस्टन, ताँबा आदि से टकराती हैं तो X – विकिरण उत्पन्न करती हैं।

(v) यदि कैथोड किरणों को पतली धात्विक पन्नी पर बौछार किया जाता हैं तो पन्नी गरम हो जाती हैं अर्थात् कैथोड़ किरणें 'ऊष्मीय प्रभाव' प्रदर्शित करती हैं।

(vi) एनोड के पार जब ये किरणें काँच की दीवार से टकराती है तो हरे रंग की प्रतिदीप्ति उत्पन्न होती हैं, तथा जिंक सल्फाइड पर्दे से टकराने पर प्रकाश उत्पन्न करती हैं।

(vii) कैथोड किरणें, एल्युमिनियम तथा अन्य धातुओं की पतली पट्टी को भेद देती हैं।

(viii) फोटोग्राफिक प्लेट को प्रभावित करती हैं।

(ix) आवेश व द्रव्यमान का अनुपात जो कि e/m है, यह सभी कैथोड किरणों के लिये समान होता है तथा यह विसर्जन नलिका में भरी गैस पर निर्भर नहीं करता है।

SPOT LIGHT

(a) गतिशील इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान निम्न प्रकार दर्शाया जाता है।

$$m' = \frac{m}{\left(1-\frac{v^2}{c^2}\right)^{1/2}}$$

जहाँ m' = गतिशील इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान

m = इलेक्ट्रॉन का स्थिर अवस्था में द्रव्यमान, v = इलेक्ट्रॉन का वेग, c = प्रकाश का वेग

(b) विद्युत या चुम्बकीय क्षेत्र में विक्षेपण के अध्ययन के अनुसार सन् 1897 में जे. जे. थामसन ने इलेक्ट्रॉन के लिये e/m मान (आवेश/द्रव्यमान) ज्ञात किया। e/m का ज्ञात किया गया मान = $(-)1.7588 \times 10^8$ कूलॉम्ब/g

(c) प्रथम बार सही इलेक्ट्रॉन आवेश की गणना मिलिकन द्वारा 1909 में तेल बिन्दु प्रयोग द्वारा की गई। e (आवेश) = $(-)\ 1.6022 \times 10^{-19}$ कूलॉम्ब

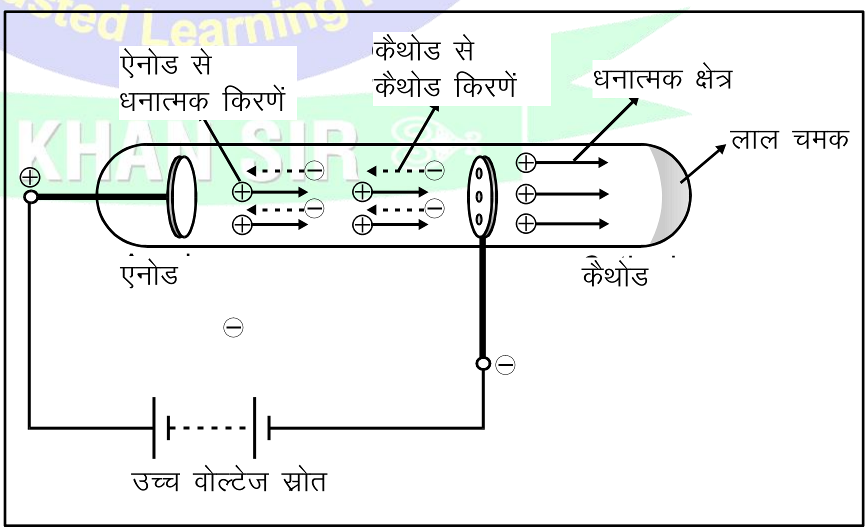
(d) आवेश (e) तथा e/m की गणना के आधार पर इलेक्ट्रॉन के द्रव्यमान की गणना भी की गई। जो 9.1096×10^{-31} Kg के बराबर है।

➤ **धनात्मक किरणें – प्रोटॉन की खोज (Positive Rays-Discovery of Proton):**

(a) परमाणु में धनात्मक आवेशित कण की उपस्थिति सर्वप्रथम ई. गोल्डस्टीन ने 1886 में दर्शाई।

(b) गोल्डस्टीन ने इस प्रयोग की छिद्रित कैथोड के साथ पुनरावृत्ति की।

(c) जब इलेक्ट्रोडो के मध्य उच्च विभव लगाया गया तो पाया कि कैथोड से एनोड की तरफ किरणों के प्रवाह के साथ साथ एनोड से कैथोड की तरफ भी विकिरण गति करते हैं जो कैथोड के छिद्रो के आर पार निकल जाते हैं। जिसे कैनाल किरणें या एनोड किरणें कहा जाता है।



KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

- **एनोड किरणों के गुण (Properties of Anode Rays)**
  - (i) एनोड किरणें उच्च वेग से सीधी रेखा में गमन करती हैं तथा अपने पथ में उपस्थित वस्तु की छाया निर्मित होती हैं।
  - (ii) चुम्बकीय या विद्युत क्षेत्र द्वारा इनका विक्षेपण कैथोड किरणों से विपरित होता हैं अर्थात् ये धनावेशित होती हैं।
  - (iii) इन किरणों में गतिज ऊर्जा होती है तथा ये ऊष्मीय प्रभाव दर्शाती हैं।
  - (iv) इनका e/m अनुपात इलेक्ट्रॉन से कम होता है अर्थात् ये e^- से भारी हैं।
  - (v) कैथोड किरणों से विपरीत इनका e/m अनुपात विसर्जन नलिका में भरी गैस की प्रकृति पर निर्भर करता है अर्थात् गैस बदलने पर अनुपात भी बदल जाता हैं।
  - (vi) ZnS पर्दे पर टकराने पर प्रकाश की चमक उत्पन्न करती हैं।
  - (vii) ये किरणें पतली धात्विक पन्नी को पार कर सकती हैं।
  - (viii) ये गैसों का आयनीकरण करने में सक्षम हैं।
  - (ix) ये भौतिक तथा रासायनिक परिवर्तन उत्पन्न कर सकती हैं।

न्यूट्रॉन की खोज (DISCOVERY OF NEUTRON)

(a) जैम्स चैडविक (1932), ने बेरिलियम पर α – कणों की बौछार द्वारा विद्युत तथा चुम्बकीय उदासीन विकिरण प्राप्त किये।

(b) नाभिकीय अभिक्रिया निम्न प्रकार सम्पन्न होती है।

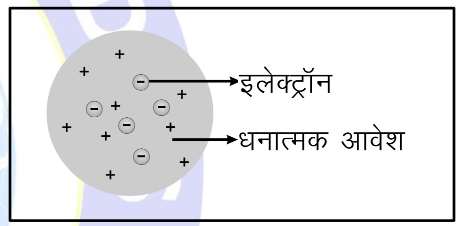
$${}_4Be^9 + {}_2He^4 \longrightarrow {}_6C^{12} + {}_0n^1$$

(c) न्यूट्रॉन अवपरमाण्विक कण है जिसका द्रव्यमान 1.675×10^{-24} ग्राम या लगभग 1 amu अर्थात लगभग प्रोटोन के द्रव्यमान के बराबर तथा इस पर कोई आवेश नहीं होता है।

3. थॉमसन का परमाणु मॉडल (THOMSON'S ATOMIC MODEL)

J.J. Thomson (1856 –1940)

यह परमाणु में इलेक्ट्रॉन तथा प्रोटोन की व्यवस्था दर्शाता है। इलेक्ट्रॉन तथा प्रोटोन की खोज के बाद इनकी परमाणु में व्यवस्था ज्ञात की गई। इसका प्रथम प्रयास जे. जे. थॉमसन द्वारा किया गया, जिसे थॉमसन का परमाणु मॉडल कहते हैं।



मुख्य सिद्धांत हैं

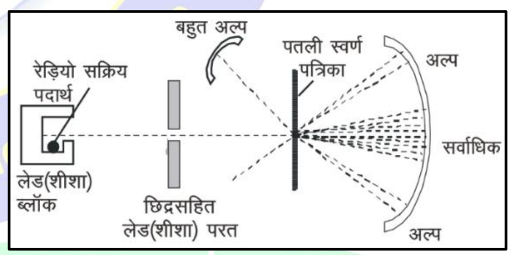
(a) इन्होने दर्शाया कि धनावेश पूरे परमाणु गोले में समान रूप से फैला हुआ हैं (जिसकी त्रिज्या 10^{-8} cm हैं) जिसमें इलेक्ट्रान बीच–बीच में उपस्थित रहकर इसे विद्युत उदासीन बनाते हैं।

(b) यह मॉडल परमाणु के स्थायित्व को समझाने में असफल रहा।

4. रदरफोर्ड का स्वर्ण पत्रिका प्रयोग (RUTHERFORD'S ATOMIC MODEL)

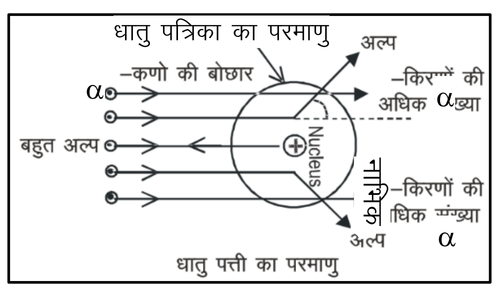
Ernest Rutherford (1871-1937)

रदरफोर्ड ने परमाणु पर रेडियम से उत्पन्न उच्च वेग युक्त धनावेशित α - कणों की बौछार की, तथा निम्न प्रेक्षण दिये, जो कि इसके प्रयोग पर आधारित हैं।



- **प्रेक्षण (Observation)**
  - (a) अधिकतर α - कण (लगभग 99%) बिना विक्षेपित हुए सीधी रेखा में आर–पार निकल जाते हैं।
  - (b) कुछ α - कण परमाणु के केन्द्र से अत्यधिक नजदिक से गुजरते है तथा छोटे से कोण से विक्षेपित होते हैं।
  - (c) बहुत ही कम कण उसी पथ से लौट आते हैं (180°).

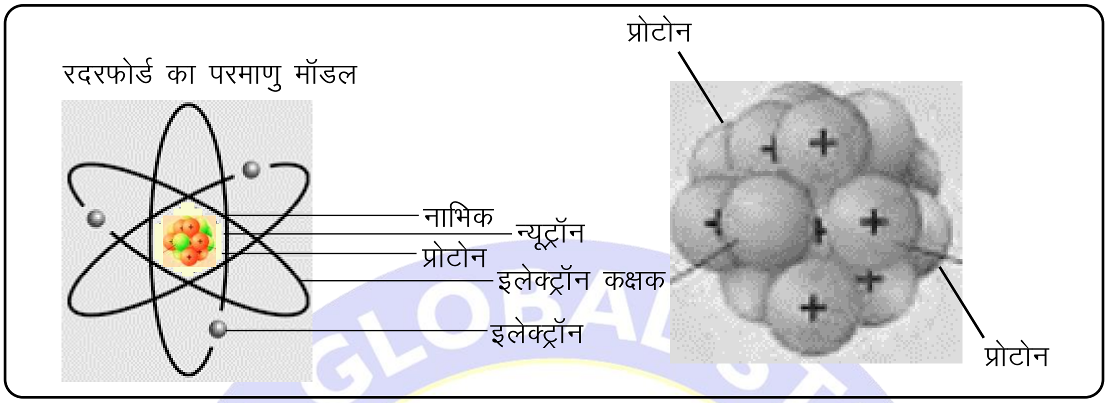
- **परमाणु मॉडल (Atomic model)**



  - (a) अधिकतर α - कण सीधे गुजर जाते है अर्थात परमाणु का अधिकतम भाग रिक्त है।
  - (b) परमाणु का केन्द्र धनावेशित है जिसे नाभिक कहते हैं, जो धनावेशित α -कणों को प्रतिकर्षित करता हैं। जिससे α - कणों की दिशा बदलती हैं।
  - (c) परमाणु का सम्पूर्ण भार नाभिक में निहित है जिसका आकार बहुत ही छोटा 10^{-13} cm हैं। यह दर्शाता है कि नाभिक का आकार संपूर्ण परमाणु के आकार से 10^{-5} गुणा छोटा है।

➢ रदरफोर्ड मॉडल के अनुप्रयोग (APPLICATIONS OF RUTHERFORD MODEL)

(i) परमाणु में एक भारी धनावेशित नाभिक होता है, जहां सभी प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन उपस्थित होते है। प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन को एक साथ न्यूक्लिऑन कहते है। परमाणु का समस्त द्रव्यमान इन न्यूक्लिऑन द्वारा ज्ञात किया जाता है। नाभिक पर धन आवेश का परिमाण अलग–अलग परमाणु के लिए अलग–अलग होता है।



(ii) नाभिक का आयतन बहुत कम होता है तथा परमाणु के कुल आयतन का अतिअल्प भाग होता है। नाभिक का व्यास 10^{-12} से 10^{-13} सेमी कोटि का होता है तथा परमाणु का व्यास 10^{-8} सेमी. की कोटि का होता है।

$$\frac{D_A}{D_N} = \frac{\text{परमाणु का व्यास}}{\text{नाभिक का व्यास}} = \frac{10^{-8}}{10^{-13}} = 10^5, \quad D_A = 10^5 D_N$$

इस प्रकार परमाणु का व्यास नाभिक के व्यास का 10^5 गुना होता है।

नाभिक की त्रिज्या

नाभिक की त्रिज्या न्यूक्लिऑन की संख्या के घनमूल के समानुपाती होती है।

$$R \propto A^{1/3} \qquad \Rightarrow R = R_0 A^{1/3} \text{ सेमी}$$

जहाँ $R_0 = 1.33 \times 10^{-13}$(एक नियतांक), A = द्रव्यमान संख्या (p + n) तथा R = नाभिक की त्रिज्या

$$\boxed{R = 1.33 \times 10^{-13} A^{1/3} \text{cm}}$$

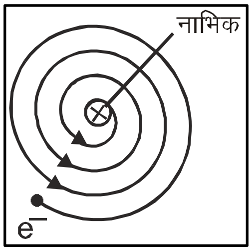
(iii) **परमाणु से नाभिक का आयतन अनुपात**

$$\frac{\text{परमाणु का आयतन}}{\text{नाभिक का आयतन}} = \frac{(10^{-8})^3}{(10^{-13})^3} = 10^{15}$$

(iv) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार कक्षाओं में उच्च वेग से चक्कर लगाते हैं। घूमते हुए इलेक्ट्रॉन पर कार्य करने वाले अपकेन्द्रिय बल को इलेक्ट्रॉनों ओर नाभिक के बीच आकर्षण बल द्वारा संतुलित किया जा रहा है।

➢ यह मॉडल सोरमंडल के समरूप है, जिसमें नाभिक सूर्य को प्रदर्शित करता है, तथा घूमते हुए e^-, ग्रह को व्यक्त करते है।

रदरफोर्ड मॉडल के दोष (Drawbacks of Rutherford model)



(1) यह सिद्धान्त परमाणु के स्थायित्व को नहीं समझाता। मैक्सवैल के अनुसार e^- अपनी उर्जा को लगातार विद्युत चुम्बकीय विकिरण के रूप में उत्सर्जित करते रहते है। इसके कारण e^- लगातार प्रत्येक चक्र में अपनी उर्जा व्यय करता है तथा सर्पिल पथ में गति करता हुआ नाभिक के और समीप आता जाता है तथा अंत में वह नाभिक में गिर जाता है तथा परमाणु को अस्थायी बनाता है।

(2) यदि e^- लगातार उर्जा व्यय करता है तो प्रेक्षित स्पेक्ट्रम सतत् होना चाहिए परन्तु प्रेक्षित स्पेक्ट्रम, रेखीय स्पेक्ट्रम होता है, जिसमें निश्चित आवृति की रेखाएँ होती है। इस प्रकार परमाणु में e^- द्वारा उत्सर्जित उर्जा सतत् नहीं होती है।

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

कुछ महत्वपूर्ण परिभाषाऐं :

द्रव्यमान संख्या (Mass number) : A = प्रोटॉन की संख्या + न्यूट्रॉन की संख्या

परमाणु क्रमांक (Atomic number) : प्रोटॉन की संख्या = इलेक्ट्रॉन की संख्या

आवेशित परमाणु के लिए : इलेक्ट्रॉन की संख्या = Z– (परमाणु परआवेश), Z= केवल प्रोटॉन की संख्या

उदाहरण: $_{17}Cl^{35} \rightarrow n = 18,\ p = 17,\ e = 17$

दो अलग–अलग तत्वों का परमाणु क्रमांक समान नहीं हो सकता है।

न्यूट्रॉन की संख्या = द्रव्यमान संख्या – परमाणु क्रमांक

$= A - Z = (p + n) - p = n$

तत्व का प्रदर्शन $\longrightarrow {}_{z}X^{A}$ (जहाँ x तत्व का प्रतीक है)

समस्थानिक (Isotopes) : सोडी द्वारा दिया गया, समस्थानिक एक ही तत्व के अलग–अलग परमाणु होते है जिनका परमाणु क्रमांक समान होता है, परन्तु द्रव्यमान संख्या अलग–अलग होती है अर्थात इनका समान नाभिकीय आवेश होता है, परन्तु न्यूट्रॉन की संख्या अलग–अलग होती है।

उदाहरण :

$_{17}Cl^{35}$	$_{17}Cl^{37}$
n = 18	n = 20
e = 17	e = 17
p = 17	p = 17

उदाहरण :

$_6C^{12}$	$_6C^{13}$	$_6C^{14}$
e = 6	e = 6	e = 6
p = 6	p = 6	p = 6
n = 6	n = 7	n = 8

उदाहरण :

प्रोटीयम	ड्यूटीरियम	ट्राइटियम
$_1H^1$	$_1H^2$	$_1H^3$
e = 1	e = 1	e = 1
p = 1	p = 1	p = 1
n = 0	n = 1	n = 2

- समस्थानिक के रासायनिक गुण समान होते हैं, परन्तु भौतिक गुण अलग–अलग होते हैं।
- समस्थानिको के e/m का मान समान नहीं होता है।

समभारिक (Isobars):

- अल्फ्रेड वाल्टर स्टीवर्ट द्वारा दिया गया
- समभारिक विभिन्न तत्वों के परमाणु है, जिनकी द्रव्यमान संख्या समान है, परन्तु परमाणु क्रमांक अलग है अर्थात इनमे e^- की संख्या, प्रोटॉन की संख्या तथा न्यूट्रॉन की संख्या अलग–अलग है परन्तु न्यूट्रॉन तथा प्रोट्रोन का योग समान रहता है।

उदा.

$_1H^3$	$_2He^3$
p = 1	p = 2
e = 1	e = 2
n = 2	n = 1
p + n = 3	p + n = 3

उदा.

$_{19}K^{40}$	$_{20}Ca^{40}$
p = 19	p = 20
n = 21	n = 20
e = 19	e = 20
n+p = 40	n + p = 40

- समभारिक के रासायनिक तथा भौतिक गुण समान नहीं होते हैं।

आइसोडायाफर्स (Isodiaphers):

- ये विभिन्न तत्वों के ऐसे परमाणु होते हैं जिनके न्यूट्रॉन तथा प्रोट्रॉन का अन्तर समान होता है।

उदा.

$_5B^{11}$	$_6C^{13}$
p = 5	p = 6
n = 6	n = 7
e = 5	e = 6
n – p =1	n – p =1

उदा.

$_7N^{15}$	$_9F^{19}$
p = 7	p = 9
n = 8	n = 10
e = 7	e = 9
n – p =1	n – p =1

समन्यूट्रॉनिक / समन्यूट्रॉनिक स्पीशीज (Isotones/ Isoneutronic species):

ये विभिन्न तत्वों के ऐसे परमाणु है जिनमें न्यूट्रॉनों की संख्या समान होती है।

उदा.

$_1H^3$	$_2He^4$
p = 1	p = 2
n = 2	n = 2
e = 1	e = 2

उदा.

$_{19}K^{39}$	$_{20}Ca^{40}$
e = 19	e = 20
p = 19	p = 20
n = 20	n = 20

आइसोस्टर्स (समविन्यासी) (Isosters) :

ऐसे अणु जिनके परमाणुओं की संख्या तथा इलेक्ट्रॉन की संख्या समान होती है।

उदा.	CO_2	N_2O	**उदा.**	CaO	KF
परमाणु	= 1 + 2 = 3	परमाणु = 2 + 1 = 3	परमाणु	2	2
			इलेक्ट्रॉन	20 + 8	19 + 9
इलेक्ट्रॉन	= 6 + 8 × 2 = 22 e^-	इलेक्ट्रॉन = 7 × 2 + 8 = 22e^-		28 e^-	28 e^-

समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज (Isoelectronic species) :

ये परमाणु, अणु या आयन है, जिनमें समान संख्या में इलेक्ट्रॉन होते है।

उदा.	Cl^-	Ar	**उदा.**	H_2O	NH_3	**उदा.**	B F_3	SO_2
इलेक्ट्रॉन	18 e^-	18 e^-		e = 2 + 8	e = 7 + 3		e = 5 +9 × 3	16 + 8 × 2
				10 e^-	10 e^-		5 + 27	16 + 16
							32 e^-	32 e^-

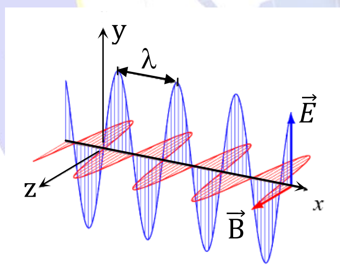
5. विद्युत चुम्बकीय तरंग सिद्धांत या विकिरण उर्जा (ELECTROMAGNETIC WAVE (EM WAVES) THEORY OR RADIANT ENERGY)

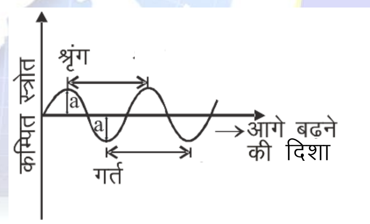
इस सिद्धान्त के अनुसार ऊर्जा एक वस्तु से दूसरे वस्तु की तरफ तरंगों के रूप में स्थानान्तरित होती है तथा यह ब्रह्माण्ड में प्रकाश के वेग (3×10^8 मीटर/सेकण्ड) से गमन करती हैं। इन तरंगों को विद्युत चुम्बकीय तरंगे या विकिरण उर्जा कहते है। विकिरण उर्जा को आगे बढ़ने के लिए किसी माध्यम की आवश्यकता नहीं होती है।

उदा. रेडियो तरंगे, सूक्ष्म तरंगे, अवरक्त तरंगे, दृश्यक तरंगे, पराबैंगनी तरंगे, एक्स किरणे, गामा तरंगे तथा कास्मिक तरंगे।

- ➢ विकिरण उर्जा में विद्युत तथा चुम्बकीय क्षेत्र होते हैं, तथा ये इन क्षेत्रों के लम्बवत गति करती हैं।

तरंग का सबसे उपर का बिन्दु श्रृंग कहलाता है तथा निम्नतम बिन्दु गर्त कहलाता है। कुछ पद जो तरंगों से सम्बन्धित है, निम्न है।





तरंगदैर्ध्य (λ) (लेम्बडा) :	यह दो क्रमागत श्रृंग के बीच की अथवा गर्त के बीच की दूरी है। इसे Å (अंगस्ट्रॉम), pm (पीकोमीटर),nm (नेनोमीटर), cm(सेन्टीमीटर), m (मीटर) में मापा जाता है। $1Å = 10^{-10}$ m, 1 pm = 10^{-12} m, 1nm = 10^{-9} m, 1cm = 10^{-2}m
आवृति (ν) (nu) :	किसी बिन्दु से 1 सेकण्ड में गुजरने वाली तरंगों की संख्या, तरंग आवृति कहलाती है। इसे हर्टज (Hz), s^{-1}, या सायकल प्रति सेकण्ड (cps) में मापा जाता है। (1 हर्टज= 1 सेकण्ड$^{-1}$)
समय काल (T) :	तंरग द्वारा एक बिन्दु से गुजरने में लगने वाला समय समय काल कहलाता है। $T = \frac{1}{\nu}$ सेकण्ड
वेग (c) :	तंरग द्वारा 1 सेकण्ड में तय की गई दूरी तरंग का वेग कहलाती है। $c = \lambda / T = \lambda\nu$ या $\nu = c/\lambda$ या $c = \nu\ (s^{-1}) \times \lambda\ (m)$ या $c = \nu\lambda\ (m\ s^{-1})$ यद्यपि c एक नियतांक है। अर्थात आवृति तरंग दैर्ध्य λ के व्युत्क्रमानुपाती होती है।
तरंग संख्या ($\bar{\nu}$) (nu bar) :	यह तरंगदैर्ध्य के व्युत्क्रमानुपाती होती है तथा यह 1 सेमी. में तरंगों की संख्या बताती है। $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$ इसे cm^{-1}, m^{-1} में मापा जाता है।
आयाम (a) :	यह श्रृंग या गर्त की उचाँई या गहराई होती है। इसे ही तरंग का आयाम कहते है।

महत्वपूर्ण बिन्दु : $\nu = \dfrac{c}{\lambda} = c\bar{\nu}$ $\left(\bar{\nu} = \dfrac{1}{\lambda}\right)$

उदाहरण : 1 पीले विकिरण की तरंगदैर्ध्य 5800Å है। इसकी तरंगसंख्या (cm^{-1} में) तथा आवृत्ति ज्ञात करें।

उत्तर: $5.1 \times 10^{14}\ sec^{-1}$

हल: जैसा कि हम जानते हैं $\bar{\nu} = \dfrac{1}{\lambda}$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{5800\,\overset{\circ}{A}} = \frac{1}{5800\times10^{-8}\,cm} \quad \left\{\because\ \overset{\circ}{A} = 10^{-8}\,cm\right\}$$

$= 17241.4\ cm^{-1}$

$\nu = c\bar{\nu}$

$= 3 \times 10^{10}\ cm\ sec^{-1} \times 1.7 \times 10^{4}\ cm^{-1}$

$= 3 \times 1.7 \times 10^{14} = 5.1 \times 10^{14}\ sec^{-1}$

उदाहरण : 2 $6\times10^{3}\ sec^{-1}$ आवृत्ति की एक रेडियो तरंग को मंगल से पृथ्वी तक 8×10^{7} किमी की दूरी तय करने में कितना समय लगेगा?

उत्तर: **2.66×10^{2} sec.**

हल: मंगल से पृथ्वी तक तय की जाने वाली दूरी

$= 8 \times 10^{7}\ km = 8 \times 10^{10}\ m$

$\because$ EM तरंगों का वेग

$= 3 \times 10^{8}\ m/sec$

$\therefore$ समय $= \dfrac{Distance}{Velocity} = \dfrac{8\times10^{10}\,m}{3\times10^{8}\,m/sec^{-1}}$

$= 2.66 \times 10^{2}$

वैद्युत चुम्बकीय स्पेक्ट्रम (ELECTROMAGNETIC SPECTRUM)

- वैद्युत चुम्बकीय तरंगे या विकिरण एकल तरंगदैर्ध्य विकिरण नहीं है किन्तु ये विभिन्न तरंगदैर्ध्य या आवृतियों का मिश्रण है।
- सभी आवृतियों की गति समान होती है।
- यदि वैद्युत चुम्बकीय विकिरण के सभी अवयवों को तरंगदैर्ध्य या आवृतियों के घटते या बढते क्रम में व्यवस्थित किया जाये तो एक पैटर्न प्राप्त होता है जो वैद्युत चुम्बकीय स्पेक्ट्रम कहलाता है। निम्नलिखित सारणी प्रकाश के अवयवों को प्रदर्शित करती है।

क्रमांक	नाम	तरंगदैर्ध्य (A°)	आवृत्ति (हर्ट्ज)	स्त्रोत
1.	रेडियो तंरग	$3\times10^{7} - 3\times10^{14}$	$1\times10^{5} - 1\times10^{9}$	उच्च आवृत्ति की प्रत्यावर्ती धारा
2.	माइक्रोवेव	$6\times10^{6} - 3\times10^{7}$	$1\times10^{9} - 5\times10^{11}$	किलस्ट्रॉन ट्यूब
3.	अवरक्त (IR)	$7600 - 6\times10^{6}$	$5\times10^{11} - 3.95\times10^{16}$	प्रतिदीप्ति वस्तु
4.	दृश्य	3800–7600	$3.95\times10^{16} - 7.9\times10^{14}$	वैद्युतबल्ब सूर्य किरणें
5.	पराबैंगनी (UV)	150–3800	$7.9\times10^{14} - 2\times10^{16}$	सूर्य किरणें, मर्करी वाष्पयुक्त चिमनी
6.	X-किरणें	0.1–150	$2\times10^{16} - 3\times10^{19}$	धातु परत से टकराने वाली कैथोड़ किरणें
7.	γ -किरणें	0.01–0.1	$3\times10^{19} - 3\times10^{20}$	रेडियो सक्रिय क्षय का द्वितीयक प्रभाव

विद्युत चुम्बकीय स्पेक्ट्रम में तरंगदैर्ध्य का क्रम

γ – rays < X-किरणें < पराबैंगनी किरण < दृश्यमान < अवरक्त < माइक्रोवेव < रेडियो तरंगें.

6. प्लांक का क्वांटम सिद्धान्त (PLANCK'S QUANTUM THEORY)

Max Planck
(1858-1947)

प्लांक के क्वान्टम सिद्धान्त के अनुसार :

1. एक वस्तु द्वारा उत्सर्जित या अवशोषित विकिरण उर्जा, सतत न होकर असतत रूप से छोटे–छोटे उर्जा के बंडलों के रूप में होती हैं इन उर्जा बंडलों को क्वांटम कहते हैं।

2. प्रकाश के सम्बन्ध में इन छोटे उर्जा बंडलों को 'फोटोन' कहते हैं परन्तु सामान्य अवस्था में उर्जा के छोटे–छोटे बण्डलों को क्वांटम कहते है।

3. प्रत्येक क्वांटम की उर्जा, विकिरण की आवृति के समानुपाती होती है अर्थात्

$E \propto \nu$

$\Rightarrow$ $E = h\nu$ या $E = \frac{hc}{\gamma} \left\{ \because \nu = \frac{c}{\lambda} \right\}$

h समानुपाती स्थिरांक या प्लांक नियतांक है।

$h = 6.626 \times 10^{-31}$ (kJs)किलो जूल सेकण्ड या 6.626×10^{-34} (Js) जूल सेकण्ड या 6.626×10^{-27} (erg s) अर्ग सेकण्ड

4. एक वस्तु से दूसरी वस्तु की ओर कुल उत्सर्जित उर्जा, एक क्वांटम की उर्जा का पूर्ण संख्या का गुणक होती है।

अर्थात $E = nh\nu$

जहाँ n एक पूर्ण संख्या है और n = क्वांटम की संख्या है।

$$E = nh\nu = \frac{nhc}{\lambda} = nhc\bar{\nu}$$

उदाहरण: 3 सोडियम प्रकाश के एक फोटोन की ऊर्जा (जूल में) ज्ञात करें जिसकी तरंगदैर्ध्य 5.862×10^{-16} मीटर है।

उत्तर : 3.37×10^{-10} J

हल : $= 5.886 \times 10^{-16}$ m

$c = 3 \times 10^{8}$ m sec^{-1}

$E = nh\nu$ या $\frac{nhc}{\lambda}$ $\{\because n = 1\}$

$\therefore E = \frac{hc}{\lambda}$

$$E = \frac{1 \times 6.6 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^{8}}{5.862 \times 10^{-16}} = \frac{6.6 \times 3}{5.862} \times 10^{-10} = 3.37 \times 10^{-10} \text{ J}$$

उदाहरण: 4 2 eV की ऊर्जा वाले फोटॉन की तरंगदैर्ध्य और आवृत्ति की गणना करें।

उत्तर : 6.204×10^{-7} m, 4.8×10^{14} sec^{-1}

हल : $\because$ $1ev = 1.602 \times 10^{-19}$ J

$\therefore$ $E = 2ev = 3.204 \times 10^{-19}$ J

(a) तरंग दैर्ध्य की गणना (λ) :

$$E = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{or} \quad = \frac{hc}{E} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js} \times 3 \times 10^{8} \text{msec}^{-1}}{3.204 \times 10^{-19} \text{ J}} = 6.204 \times 10^{-7} \text{ m}$$

(b) आवृत्ति की गणना (ν) :

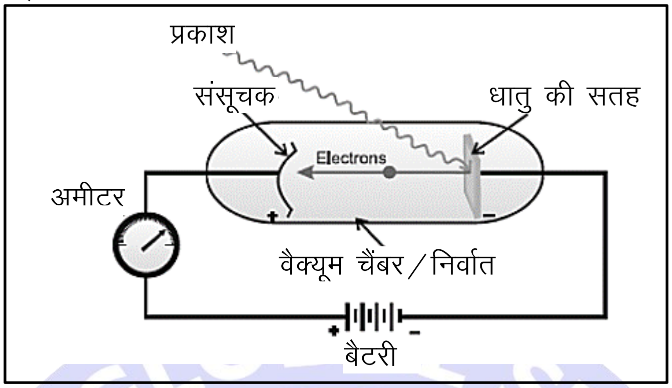
$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8} \text{msec}^{-1}}{6.204 \times 10^{-19} \text{m}} = 0.48 \times 10^{15} \text{ sec}^{-1} = 4.8 \times 10^{14} \text{ sec}^{-1}$$

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

7. प्रकाश विद्युत प्रभाव (PHOTOELECTRIC EFFECT)

जब किसी धातु पर उपयुक्त आवृत्ति के प्रकाश को आपतित होने दिया जाता है, तो इलेक्ट्रॉनों का निष्कासन होता है। इस घटना को प्रकाश विद्युत प्रभाव के रूप में जाना जाता है।

प्रकाश विद्युत प्रभाव का आइंस्टीन सिद्धांत।



चित्रः प्रकाश विद्युत प्रभाव का अध्ययन करने के लिए उपकरण

एक विशेष आवृत्ति का प्रकाश निर्वात कक्ष के अंदर एक साफ धातु की सतह से टकराता है। इलेक्ट्रॉन धातु सतह से बाहर निकलते है। और एक डिटेक्टर द्वारा गिने जाते है जो उनकी गतिज ऊर्जा को मापता है।

➢ **मुख्य बिंदु**

1. उपयुक्त आवृत्ति का एक फोटोन एक इलेक्ट्रॉन को बाहर निकाल सकता है।
2. फोटॉन की ऊर्जा का उपयोग दो प्रकार से किया जा सकता हैः

(i) इसका एक भाग केवल इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने के लिए उपयोग किया जाता है, इस भाग को कार्य फलन के रूप में जाना जाता है। कार्य फलन की गणना इस प्रकार की जा सकती है

$W = h\nu_0$, जहां ν_0 देहली आवृत्ति है

$W = \frac{hc}{\lambda_0}, \lambda_0 \rightarrow$ देहली तरंगदैर्ध्य

देहली आवृत्तिः वह न्यूनतम आवृत्ति जो केवल इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने के लिए आवश्यक है।

(ii) गतिज ऊर्जाः शेष ऊर्जा का उपयोग गतिज ऊर्जा प्रदान करने के लिए किया जाता है।

इसके लिए, आइंस्टीन समीकरण नीचे दिया गया है

$$\underset{\text{आपतित फॉटोन की उजा}}{h\nu} = \underset{\text{धातु का कार्य फलन}}{h\nu_0} + \underset{\text{निष्काशित इलेक्ट्रोन की गतिज उर्जा}}{KE}$$

3. **तीव्रता (I) :** इकाई समय के इकाई क्षेत्र की धातु की सतह पर गिरने वाली ऊर्जा

$$I = \frac{E}{At} = \frac{nh\nu}{At}$$

4. **फोटो तीव्रता (I_P) :** यह प्रति इकाई क्षेत्रफल इकाई समय में गिरने वाले फोटोन की संख्या है।

$$I_p = \frac{n}{At}$$

I तथा I_P में संबंध:

$I = I_p h\nu$

फोटो की तीव्रता आवृत्ति से स्वतंत्र होती है जबकि तीव्रता आवृत्ति पर निर्भर करती है।

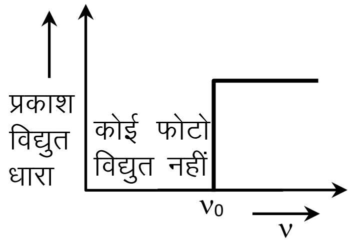
शक्ति : इकाई समय में विकीर्णित कुल ऊर्जा।

आवृत्ति भिन्नता का प्रभाव (EFFECT OF FREQUENCY VARIATION)

(a) फोटो उत्सर्जन का प्रभाव (Effect of Photo Emission) :

$I = I_p h\nu$

यदि स्त्रोत फोटॉन की आवृत्ति बढ़ाते हैं (फोटो की तीव्रता को स्थिर रखते हुए तीव्रता बढ़ जाती है) तो बाहर निकलने वाले फोटो इलेक्ट्रॉनों के साथ साथ फोटो करंट (प्रकाश वैद्युत धारा) में कोई परिवर्तन नहीं होता है।



(b) गतिज ऊर्जा पर प्रभाव (Effect on kinetic Energy) :

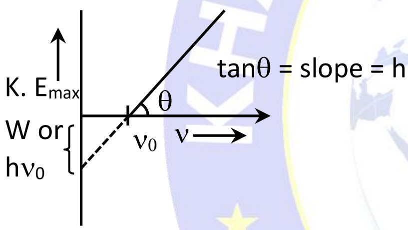
आवृत्ति में वृद्धि के साथ गतिज ऊर्जा बढ़ती है।

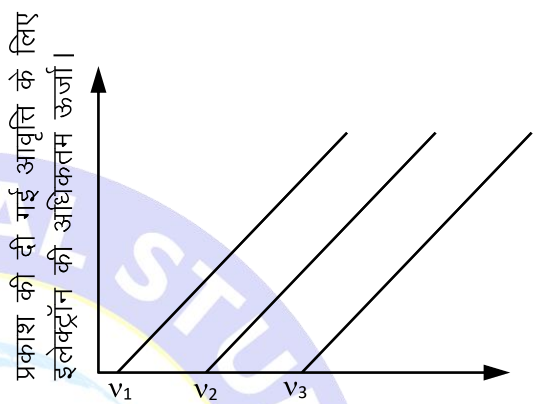
$h\nu - W = KE_{max.}$

$KE_{max} = h\nu - h\nu_0$; $y = mx + c$

$KE_{max} = h\nu - \frac{hc}{\lambda_0}$

$KE_{max} = h\nu - W$



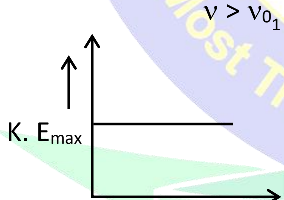


यह आरेख प्रकाश आवृत्ति तथा धातु से उत्सर्जित इलेक्ट्रॉन के बीच परस्पर निर्भरता को दर्शाता है।
यह विभिन्न धातुओं के लिए परस्पर निर्भरता को दर्शाता है।
यह स्पष्ट रूप से विभिन्न धातुओं के अलग सीमांत आवृत्ति दर्शाता है।

➢ **तीव्रता बनाम गतिज ऊर्जा (Intensity v/s Kinetic Energy**

औसत K.E और $K.E_{max}$ फोटो की तीव्रता में परिवर्तन के साथ स्थिर रहता है

$\nu > \nu_{0_1}$



I_P या I (μ स्थिर रखते हुए)

➢ **निरोधी विभव या मंदक विभव (Stopping Potential or Retarding Potential) (V_s)**

यह सबसे तेज गति वाले इलेक्ट्रॉन को पूरी तरह से रोकने के लिए आवश्यक न्यूनतम विभव है या यह वह न्यूनतम विभव है जिस पर फोटो करंट शून्य हो जाता है।

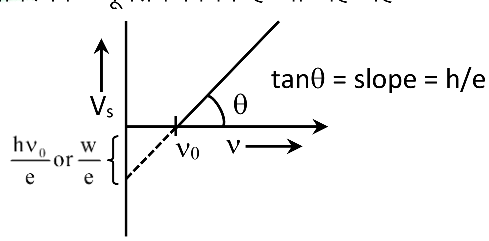
$\frac{1}{2}mv^2 = eV_S$, V_S = निरोधी विभव

e = इलेक्ट्रॉन पर आवेश

$eV_S = h\nu - w$

$eV_S = h\nu - h\nu_0$

$\Rightarrow V_S = \frac{h\nu}{e} - \frac{h\nu_0}{e}$



यह टिप्पणी की जा सकती है कि आवृत्ति में वृद्धि के साथ निरोधी विभव बढता है यद्यपि फोटो तीव्रता में बदलाव करने पर निरोधी विभव पर कोई प्रभाव नही पड़ता है।

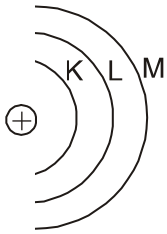
8. बोर का परमाणु मॉडल (BOHR'S ATOMIC MODEL) :

➢ बोर ने हाइड्रोजन और हाइड्रोजन के समान एकल इलेक्ट्रॉन स्पीशीज (हाइड्रोजेनिक स्पीशीज) के लिए एक प्रतिरूप दिया। उसने नाभिक से परिबद्ध इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा के लिए क्वांटम सिद्धान्त लागू किया।

Niels Bohr
(1885-1962)

बोर मॉडल की महत्वपूर्ण अवधारणायें :–

(1) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित वृतीय पथ में घूमते है इन्हें कक्षा या कोष कहा जाता है।



K, L, M, ... कक्षा है।

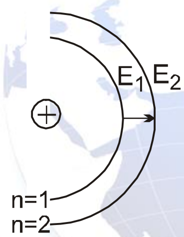
K $\rightarrow$ प्रथम कक्षा

L $\rightarrow$ द्वितीय कक्षा

M $\rightarrow$ तृतीय कक्षा

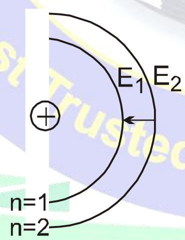
(2) एक निश्चित कक्षा की ऊर्जा नियत होती है। इलेक्ट्रॉनिक ऊर्जा में परिवर्तन तब ही सम्भव है जब इलेक्ट्रॉन की कक्षा संख्या परिवर्तित होती है।

(a) जब एक इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा के कक्षा से निम्न ऊर्जा स्तर में आता है तो ऊर्जा उत्सर्जित होती है।



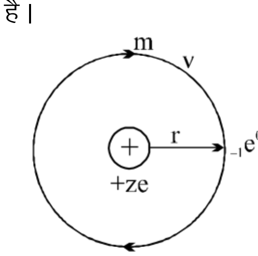
$E_2 - E_1 = \Delta E$ (उत्सर्जित ऊर्जा)

(b) यदि एक इलेक्ट्रॉन निम्न कक्षा से उच्च कक्षा में जाता है तो ऊर्जा अवशोषित होती है।



$E_2 - E_1 = \Delta E$ (ऊर्जा का उत्सर्जन)

(3) इलेक्ट्रॉन और नाभिक के बीच स्थिर वैद्युत आकर्षण बल अपकेन्द्रीय बल से सन्तुलित हो जाता है।



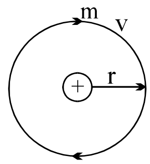
$$\frac{mV^2}{r} = K\frac{Ze^2}{r^2}$$

या $mv^2 = K\dfrac{Ze^2}{r}$ ..... (i)

$= \dfrac{1}{4\pi \in_0}.\dfrac{Ze^2}{r}$ .....(ii) $[\in_0 = 8.8 \times 10^{-12}\ C^2N^{-1}\ m^{-2}]$

(4) इलेक्ट्रॉन केवल उन्हीं कक्षाओं में घूमते है जिनका कोणीय संवेग $\dfrac{h}{2\pi}$ का पूर्ण गुणज हो।

KHAN GLOBAL STUDIES
Most Trusted Learning Platform
KHAN SIR



$$mvr = n.\frac{h}{2\pi}$$

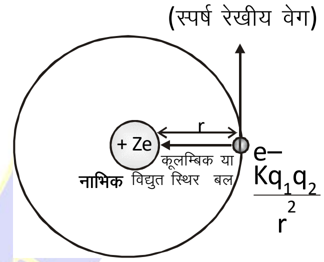
जहाँ, h = प्लैंक नियतांक = 6.62×10^{-34} J s^{-1} = 6.62×10^{-27} erg. sec^{-1}
m = इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान
v = इलेक्ट्रॉनिक वेग
n = कक्षा संख्या

SPOT LIGHT

यदि हाइड्रोजन परमाणु को दी जाने वाली ऊर्जा 13.6 eV से कम है तो यह केवल उन क्वाण्टा को अवशोषित करेगा जो इसे निश्चित उच्च ऊर्जा स्तर में ले जा सकता है। अर्थात् सभी फोटोन जिनकी ऊर्जा निश्चित ऊर्जा से कम या अधिक होती है, हाइड्रोजन परमाणु द्वारा अवशोषित नहीं होंगे।
किन्तु यदि हाइड्रोजन परमाणु को दी जाने वाली ऊर्जा 13.6 eV से अधिक है तो सभी फोटोन अवशोषित कर लिये जाते है और अतिरिक्त ऊर्जा उत्सर्जित फोटो–इलेक्ट्रॉनों की गतिज ऊर्जा के रूप में प्रकट होती है।

बोर मॉडल के अनुप्रयोग (APPLICATION OF BOHR'S MODEL)

1. विभिन्न कक्षाओं की त्रिज्या (Radius of various orbits)



$$r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2mKZe^2}$$

व्युत्पत्ति :

कूलम्बिक बल = $\frac{Kq_1q_2}{r^2} = \frac{K.Ze.e}{r^2} = \frac{KZe^2}{r^2}$

(जहाँ K नियतांक है।) K = 9×10^9 न्यूटन मीटर^2/कूलाम्ब^2

जैसा कि हम जानते है कि कूलाम्बिक बल = अपकेन्द्रीय बल

$$\frac{KZe^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad \text{या} \quad v^2 = \frac{KZe^2}{mr} \quad ....(1)$$

हम जानते है कि $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ या $v = \frac{nh}{2\pi mr}$ ....(2)

समीकरण (2) से v का मान समीकरण (1) में रखने पर

$$\left(\frac{nh}{2\pi mr}\right)^2 = \frac{KZe^2}{mr} \quad \text{or} \quad \frac{n^2h^2}{4\pi^2m^2r^2} = \frac{KZe^2}{mr} \quad \boxed{r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2mKZe^2}} \quad ....(3)$$

π, h, m, K, और e (नियतांक) के मान समीकरण (3) में रखने पर

$$r = 0.529 \times 10^{-8} \times \frac{n^2}{Z}\text{ cm } \{1Å = 10^{-10}m = 10^{-8}\text{ cm}\}$$

$$\boxed{r_n = 0.529 \times \frac{n^2}{Z}\text{ Å}}$$

2. इलेक्ट्रॉन का वेग (Velocity of an electron):

कूलाम्बिक बल = अपकेन्द्रीय बल या $\frac{KZe^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$ या $KZe^2 = (mvr)(v)$

कोणीय संवेग का मान रखने पर $m.v.r. = \frac{nh}{2\pi} \Rightarrow KZe^2 = \frac{nh}{2\pi}(v)$

$$\boxed{v = \frac{2\pi KZe^2}{nh}}$$

π, k, e व h का मान रखने पर $\boxed{v = 2.188 \times 10^8 \times \frac{Z}{n} \text{ cm/s}}$ $\boxed{v \propto \frac{Z}{n}}$

3. इलेक्ट्रॉन की उर्जा (Energy of an electron):

माना कि एक इलेक्ट्रॉन की कुल उर्जा E है यह गतिज उर्जा और स्थितिज उर्जा का योग होती है।

i.e. E = K.E.+ P.E.

$$E = \left(\frac{1}{2}mv^2\right) + \left(\frac{Kq_1q_2}{r}\right) \qquad \left[P.E. = -\frac{Kze^2}{r}\right]$$

$$E = \frac{1}{2}mv^2 + \frac{K.Ze.(-e)}{r} = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{KZe^2}{r}$$

समीकरण (1) से mv^2 का मान रखने पर $E = \frac{KZe^2}{2r} - \frac{KZe^2}{r} = -\frac{KZe^2}{2r}$

समीकरण (3) से r का मान रखने पर

$$E_n = -\frac{KZe^2 \times 4\pi^2 mKZe^2}{2n^2h^2} \quad \text{या} \quad \boxed{E_n = -\frac{2\pi^2 m \times K^2Z^2e^4}{n^2h^2}}$$

π, K, e, m व h का मान रखने पर

$$\boxed{E_n = -\frac{21.69 \times 10^{-19} \times Z^2}{n^2} \text{ J/atom}} \quad \text{या} \quad \boxed{E_n = -13.6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV/atom}}$$

$$\boxed{E_n = -1312 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{kJmol}^{-1}} \quad \text{या} \quad \boxed{E_n = -313.6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{kcalmol}^{-1}}$$

यह सूत्र हाइड्रोजन परमाणु और हाइड्रोजन के समान स्पीशीज (जिनमें केवल एक इलेक्ट्रान हो) के लिये ही प्रयोग में लिया जा सकता है। चूंकि n का मान पूर्णांक ही हो सकता है इससे स्पष्ट है कि इलेक्ट्रॉन की कुल उर्जा क्वाण्टीकृत होती है। ऋणात्मक चिह्न प्रदर्शित करता है कि इलेक्ट्रान नाभिक की ओर आकर्षित है।

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

DETECTIVE MIND

(i) $K.E = \frac{KZe^2}{2r}$ अर्थात् $K.E. \propto \frac{1}{r}$

त्रिज्या बढ़ने पर गतिज ऊर्जा कम होती है।

(ii) $P.E. = -\frac{KZe^2}{r}$ अर्थात् $P.E. \propto -\frac{1}{r}$

त्रिज्या बढ़ने पर स्थितिज ऊर्जा बढ़ती है।

(iii) $E = -\frac{KZe^2}{2r}$ अर्थात् $E. \propto -\frac{1}{r}$

परिणाम :त्रिज्या बढ़ने पर कुल ऊर्जा बढ़ती है।

$\boxed{PE = -2KE}$ $\boxed{KE = -E}$ $\boxed{P.E = 2E}$

यह सूत्र केवल हाइड्रोजन अथवा हाइड्रोजन के समान स्पीशीज, के लिए ही प्रयुक्त होता है जिनमें केवल एक ही इलेक्ट्रॉन हो।

$KE = \frac{Kze^2}{2r}$ $PE = \frac{-Kze^2}{r}$ $TE = \frac{-Kze^2}{2r}$

KE	: TE	: PE
1	−1	−2

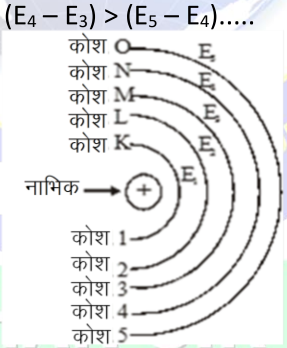
दो ऊर्जा स्तरों में ऊर्जा अन्तर :

$$E_{n_2} - E_{n_1} = -13.6 \times Z^2 \left[\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right]$$

हाइड्रोजन परमाणु के लिए ऊर्जा स्तर निम्न प्रकार प्रदर्शित किया जा सकता है।

n = 6 या P	$E_6 = -0.38$ eV	
n = 5 या O	$E_5 = -0.54$ eV	
n = 4 या N	$E_4 = -0.85$ eV	$E_5 - E_4 = 0.36$ eV
n = 3 या M	$E_3 = -1.51$ eV	$E_4 - E_3 = 0.66$ eV
n = 2 या L	$E_2 = -3.4$ eV	$E_3 - E_2 = 1.89$ eV
n = 1 या K	$E_1 = -13.6$ eV	$E_2 - E_1 = 10.2$ eV

अर्थात् $(E_2 - E_1) > (E_3 - E_2) > (E_4 - E_3) > (E_5 - E_4)$.....



उदाहरण : 5 हाइड्रोजन की पहली, दुसरी, तीसरी, चौथी बोहर कक्षा की त्रिज्या की गणना करें।

हल: बोर की कक्षा की त्रिज्या

$$r = 0.529 \times \frac{n^2}{Z}$$

(a) 1^{st} कक्षा की त्रिज्या :

$r = 0.529 \times \frac{1^2}{1} = 0.529$ Å

(b) 2^{nd} कक्षा की त्रिज्या :

$r = 0.529 \times \frac{2^2}{1} = 0.529 \times 4 = 2.116$ Å

(c) 3^{rd} कक्षा की त्रिज्या :

$r = 0.529 \times \frac{3^2}{1} = 0.529 \times 9 = 4.761$ Å

(d) 4^{th} कक्षा की त्रिज्या :

$r = 0.529 \times \frac{4^2}{1} = 0.529 \times 16 = 8.464$ Å

उदाहरण : 6 Li^{+2} की दो बोहर कक्षा की त्रिज्या का अनुपात् 21 : 9 है। उनका नामकरण क्या होगा।
(1) K & L (2) L & M (3) K & M (4) K & N

उत्तर: (3)

हल:
$$\frac{r_x}{r_y}=\frac{1}{9}=\frac{0.529\times\frac{n_x^2}{3}}{0.529\times\frac{n_y^2}{3}}\Rightarrow\sqrt{\frac{n_x^2}{n_y^2}}\Rightarrow\sqrt{\frac{1}{9}}\Rightarrow\frac{n_x^2}{n_y^2}=\frac{1}{3}=\frac{\text{Kकोश}}{\text{Mकोश}}$$

उदाहरण :7 Li^{+2} आयन के लिए द्वितीय उत्तेजित अवस्था में ऊर्जा की गणना करें।

उत्तर: –13.6 eV/परमाणु

हल:
$$E=-13.6\times\frac{Z^2}{n^2}$$
$\because$ Z = 3 और e^- दूसरी उत्तेजित अवस्था में मौजूद है, मतलब e^- तीसरे कोश यानी n = 3 में मौजूद है
$$\therefore E=-13.6\times\frac{(3)^2}{(3)^2}=-13.6\text{eV / परमाणु}$$

उदाहरण :8 यदि हाइड्रोजन परमाणु के किसी इलेक्ट्रॉन की स्थितिज ऊर्जा –6.8 eV है, तो इस कक्षा में इलेक्ट्रॉन की गतिज ऊर्जा और कुल ऊर्जा ज्ञात कीजिए। इस कक्षा की त्रिज्या भी ज्ञात कीजिए।

उत्तर: $\left(K.E.=3.4eV, T.E.=-3.4\ eV, r==2.16\overset{o}{A}\right)$

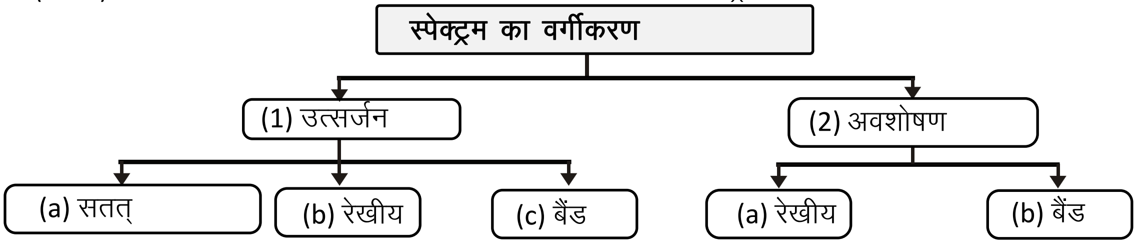
हल:
1. $P.V.=-2K.E.\Rightarrow-6.8=-2K.E$
   $K.E.=3.4eV$
2. $T.E.=-K.E.\Rightarrow-6.8=-2K.E$
3. $\because E=-13.6\times\frac{z^2}{n^2}\quad\therefore-3.4=-13.6\times\frac{1^2}{n^2}$
   $\Rightarrow n^2=\frac{-13.6}{-3.4}=6\qquad n=2$
4. $r=0.529\times\frac{n^2}{Z}\overset{o}{A}\qquad\Rightarrow r=0.529\times\frac{(2)^2}{1}\overset{o}{A}$
   $=0.529\times4\overset{o}{A}\qquad=2.16\overset{o}{A}$

➢ **ऊर्जा परिभाषाऐ (Energy Definitions)**

(a) मूल अवस्था (G. S.) : **(Highest e⊖ occupied shell) (अधिकतम इलेक्ट्रॉन ग्रहित कक्षा)** एक परमाणु या आयन या अणु की निम्नतम ऊर्जा अवस्था H परमाणु के लिए G. S.n = 1 He^+ आयन n = 1	**(b) उत्तेजित अवस्था (E. S.)** मूल अवस्था से ऊपर की ऊर्जा अवस्थाएँ उत्तेजित ऊर्जा अवस्था होती है। n = 2 1st E. S. n = 3 2nd E. S. n = 4 3rd E. S. कुल E. S. = (n – 1)	**(c) उत्तेजन ऊर्जा :** किसी इलेक्ट्रॉन को उसकी मूल अवस्था से किसी उत्तेजित अवस्था में उत्तेजित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को उत्तेजन ऊर्जा कहा जाता है। $E_2 - E_1$ = पहली उत्तेजन ऊर्जा $E_3 - E_1$ = दूसरी उत्तेजन ऊर्जा $E_4 - E_1$ = तीसरी उत्तेजन ऊर्जा 1st E. P. = $E_2 - E_1$ = –3.4 – (-13.6) = 10.2 eV 2nd E. P. $E_3 - E_1$ = –1.51 – (–13.6) = 12.09 eV
(d) आयनन विभव (I. P.) ऊर्जा/ऐन्थैल्पी मूल अवस्था से इलेक्ट्रॉन को निकालकर अनन्त उत्तेजित अवस्था में ले जाने के लिए आवश्यक ऊर्जा I. P. = $E_\infty - E_1$ = 0 – (–13.6) = 13.6 eV	**(e) पृथक्करण ऊर्जा (S. E.)** उत्तेजित अवस्था से इलेक्ट्रॉन को अनन्त तक निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा की मात्रा पृथक्करण ऊर्जा कहलाती है। e.g., S. E. = $E_\infty - E_2$ = 0 – (–3.4) = 3.4 eV S. E. = $E_\infty - E_3$ = 0 – (–1.51) = 1.51 eV	

9. स्पेक्ट्रम (SPECTRUM)

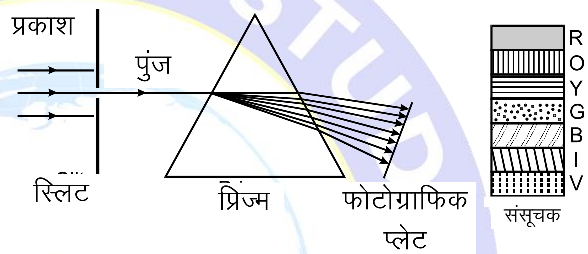
स्पेक्ट्रम (Spectrum) : जब कोई विकिरण स्पेक्ट्रोमिती (प्रिज्म) से गुजरता है तो विकिरण का प्रसार होता है। फोटोग्राफिक प्लेट (स्क्रीन) पर जो चित्र प्राप्त होता है उसे दिये गये विकिरण का स्पेक्ट्रम कहते हैं।



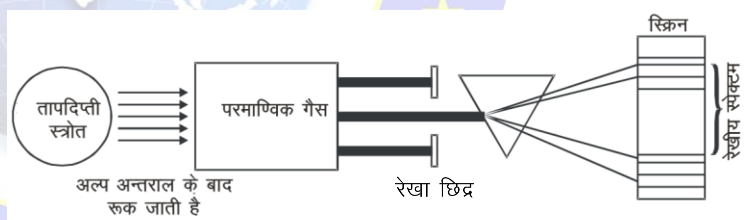
स्पेक्ट्रम

(1) उत्सर्जन स्पेक्ट्रम (Emissions spectrum) : जब किसी तापदीप्त स्रोत (जैसे मोमबत्ती, सूर्य, ट्यूबलाइट, बर्नर, बल्ब या कम दाब पर किसी गैस में विद्युत धारा प्रवाहित कर, किसी पदार्थ को उच्च ताप पर गर्म करके) से प्राप्त उत्सर्जित विकिरण को सीधे प्रिज्म से होकर गुजारा जाता है तो स्क्रीन पर प्राप्त स्पेक्ट्रम को उत्सर्जन स्पेक्ट्रम कहते हैं।

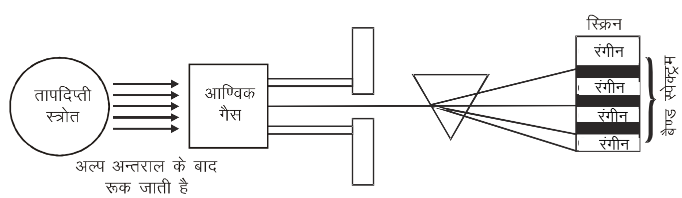
(a) सतत् उत्सर्जन स्पेक्ट्रम या सतत् स्पेक्ट्रम :
सफेद प्रकाश के सीमित पुंज को जब प्रिज्म में से गुजारा जाता है तो यह, बैंगनी से लाल 7 रंगो में फैल जाता है।



(b) उत्सर्जन रेखीय स्पेक्ट्रोमिती : जब एक परमाण्विक गैस को तापदीप्ती स्रोत में रखा जाता है या उसे वैद्युत उत्तेजित (electrical excitation) किया जाता है तो, यह सबसे पहले ऊर्जा अवशोषित करता है तथा इसके पश्चात इसे विकिरण के रूप में उत्सर्जित करता है। इन विकिरणों का स्पेक्ट्रोस्कोप से परीक्षण करने पर एक स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है, जिसमें स्पष्ट रेखायें होती है। प्रत्येक रेखा एक निश्चित तरंगदैर्ध्य के संगत होती है तथा ये रेखायें एक दूसरे से 'गहरे रंग' (dark space) की रेखा के रूप में प्रदर्शित होती है। इस प्रकार के उत्सर्जन स्पेक्ट्रम को उत्सर्जन रेखिय स्पेक्ट्रम कहा जाता है।



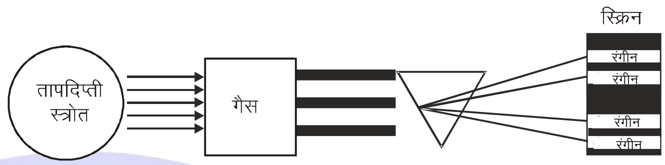
(c) उत्सर्जन बैंड स्पेक्ट्रम : यदि गैस का आण्विक रूप प्रयुक्त होता है तो यह पहले न केवल इलेक्ट्रॉनिक संक्रमण के लिए अपितु घूर्णन तथा कम्पन के लिए भी ऊर्जा अवशोषित करती है। इसके पश्चात विकिरणें उत्सर्जित होती है।
इन विकिरणों का स्पेक्ट्रोमिती से परीक्षण करने पर स्क्रीन (पर्दे) पर एक स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है, जो कि बहुत पास–पास स्थित रेखाओं का समूह होता है, जिसे बैंड कहते है और इसीलिए इस स्पेक्ट्रम को उत्सर्जन बैंड स्पेक्ट्रम कहते है। ये



बैंड एक दूसरे से गहरे रंग के क्षेत्र द्वारा अलग रहते हैं।

(2) अवशोषण स्पेक्ट्रम (Absorption spectrum) : जब सफेद प्रकाश को एक विलयन या रासायनिक तत्वों की वाष्प या गैस से गुजारा जाता है और स्पेक्ट्रोमिती स्कोप से विश्लेषण किया जाता है तो पाया जाता है कि सतत् स्पेक्ट्रम की बजाए कुछ गहरे रंग की लाइनें प्राप्त होती है। इस प्रकार के स्पेक्ट्रम को अवशोषण स्पेक्ट्रम कहते हैं।

- जब सफेद प्रकाश को परमाण्वीय गैस से गुजारा जाता है तो जो स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है, वह अवशोषण लाइन स्पेक्ट्रम कहलाता है।
- यदि सफेद प्रकाश को आण्विक गैस से गुजारा जाता है, जो स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है उसे अवशोषित बैंड स्पेक्ट्रम कहते हैं।



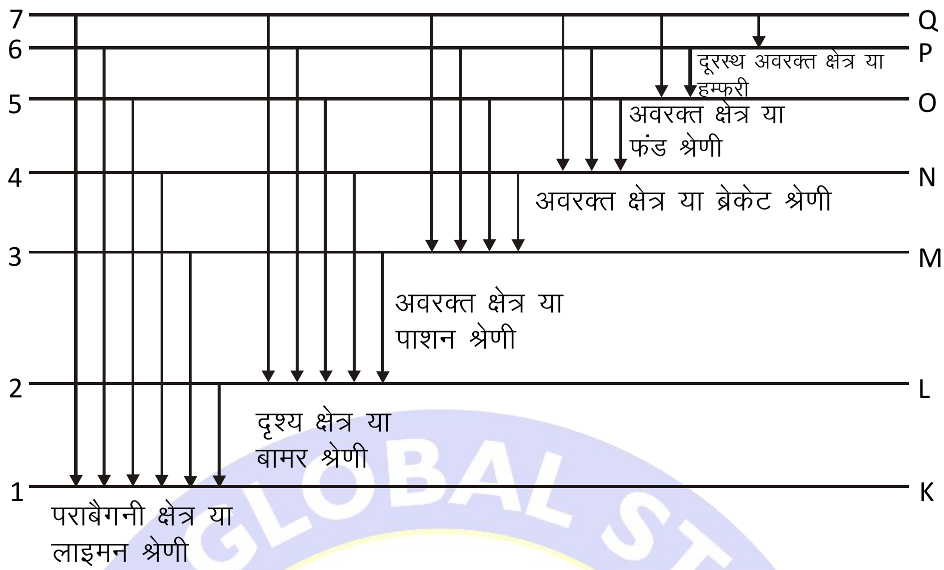
SPOT LIGHT

1. कोई भी दो तत्व समरूप रेखीय स्पेक्ट्रम नहीं रखते हैं। चूंकि दो तत्व समरूप ऊर्जा स्तर नहीं रखते हैं इसलिए तत्वों के रेखीय स्पेक्ट्रम को फिंगर प्रिन्ट्स के रूप में जाना जाता है जो कि मनुष्य के फिंगर प्रिन्ट्स के समान ही एक दूसरे से भिन्न होते हैं।
2. चूंकि तत्व के परमाणुओं से ऊर्जा के उत्सर्जन द्वारा रेखीय स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है इसलिये रेखीय स्पेक्ट्रम को परमाण्वीय स्पेक्ट्रम भी कहा जाता है।

10. हाइड्रोजन का रेखीय स्पेक्ट्रम या हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम (HYDROGEN LINE SPECTRUM OR HYDROGEN SPECTRUM) :

जब परमाण्वीय हाइड्रोजन गैस से निम्न दाब पर विद्युत आर्क द्वारा विभव प्रवाहित किया जाता है तो एक नीले रंग का प्रकाश उत्सर्जित होता है।

जब इस प्रकार की किरण एक प्रिज्म से प्रवाहित की जाती है तो चमकीली लाइनों का एक विलगित स्पेक्ट्रम प्राप्त होता है। विभिन्न लाइनों की तरंगदैर्ध्य, दृश्य क्षेत्र में पराबैगनी क्षेत्र में, तथा अवरक्त क्षेत्र में होती है। इन रेखाओं को विभिन्न श्रेणी में वर्गीकृत किया गया है।



	श्रेणी का नाम	तरंगदैर्ध्य	n_1	n_2	क्षेत्र
1.	लाइमन	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{1^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	1	n > 1	पराबैंगनी
2.	बामर	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{2^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	2	n > 2	दृश्य
3.	पाशन	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{3^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	3	n > 3	अवरक्त
4.	ब्रेकेट	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{4^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	4	n > 4	अवरक्त
5.	फंड	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{5^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	5	n > 5	अवरक्त
6.	हम्फरी	$\frac{1}{\lambda}=R_H\left[\frac{1}{6^2}-\frac{1}{n^2}\right]$	6	n > 6	दूरस्थ अवरक्त

रिड्बर्ग फार्मूला (Rydberg Formula) : 1890 में रिड्बर्ग नामक वैज्ञानिक ने हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में प्राप्त होने वाली विभिन्न लाइनों के तरंगदैर्ध्य ज्ञात करने के लिए एक सैद्धान्तिक समीकरण दी –

$$\bar{\nu}=\frac{1}{\lambda}= RZ^2\left[\frac{1}{n_1^2}-\frac{1}{n_2^2}\right]$$

यहाँ R = रिडबर्ग स्थिरांक = 109678 सेमी$^{-1}$ ≃ 109700 सेमी$^{-1}$

$\frac{1}{R}$ = 9.12 × 10^{-6} सेमी = 912 Å

SPOT LIGHT

किसी भी श्रृंखला के लिए

पहली पंक्ति / प्रारंभिक पंक्ति

$n_2 = n_1 + 1$

अंतिम पंक्ति/सीमांत रेखा/सीमा रेखा; $n_2 = \infty$

रिडबर्ग सुत्र की व्युत्पत्ति (Derivations of Rydberg formula) :

$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1}$

$\Delta E = \frac{-2\pi^2 mK^2Z^2e^4}{n_2^2h^2} - \left[\frac{-2\pi^2 mK^2Z^2e^4}{n_1^2h^2}\right]$

$\Delta E = \frac{2\pi^2 mK^2Z^2e^4}{n_1^2h^2} - \frac{2\pi^2 mK^2Z^2e^4}{n_2^2h^2}$ $\left(\because \Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}\right)$

$\frac{hc}{\lambda} = \frac{2\pi^2 mK^2Z^2e^4}{h^2}\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$ या $\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 mK^2e^4Z^2}{ch^3}\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$

यहाँ $\frac{2\pi^2 mK^2e^4}{ch^3}$ एक स्थिरांक है जो रिड्बर्ग स्थिरांक R के बराबर है।

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = RZ^2\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]}$$

➢ **स्पेक्ट्रम रेखाओं की संख्या की गणना (Calculation of number of spectral lines)**

(a) स्पेक्ट्रम रेखाओं की कुल संख्या = 1 + 2 + ... $(n_2 - n_1) = \frac{(n_2 - n_1)(n_2 - n_1 + 1)}{2}$

यदि $n_1 = 1$(मूल अवस्था)

स्पेक्ट्रम रेखाओं की कुल संख्या $= \frac{(n_2 - 1)n_2}{2} = \frac{n(n-1)}{2}$

(b) स्पेक्ट्रम रेखाओं की संख्या जो एक विशेष श्रेणी पर गिरती है $(n_2 - n_1)$
जहाँ पर n_2 = उच्च ऊर्जा श्रेणी, n_1 = निम्न ऊर्जा श्रेणी

➢ **बोर मॉडल की सीमाऐं (Limitation of the Bohr's model) :**

1. बोर सिद्धान्त कई इलेक्ट्रॉन वाले परमाणु के स्पेक्ट्रम को नही समझा सका।

2. किसी घुमते हुए इलेक्ट्रॉन का कोणीय संवेग $\frac{nh}{2\pi}$ के बराबर क्यों होता है। यह बोर सिद्धान्त द्वारा नहीं समझाया गया।

3. बोर ने विकिरणों के क्वान्टम सिद्धान्त व भौतिकी के चिरसम्मत सिद्धान्त को बिना किसी सैद्धान्तिक विवरण के आपस में सम्बन्धित किया।

4. स्पेक्ट्रम रेखाओं की सूक्ष्म संरचना को बोर सिद्धान्त नहीं समझा सका। स्पेक्ट्रम रेखाओं की सूक्ष्म संरचनाएँ उच्च दृश्य पराश वाली स्पेक्ट्रोमिती द्वारा देखी जाती है।

5. बोर सिद्धान्त स्पेक्ट्रम रेखाओं का चुम्बकीय क्षेत्र (जीमान प्रभाव) व विद्युत क्षेत्र (स्टार्क प्रभाव) मे विघटन को नहीं समझा सका।

उदाहरण :9 H–परमाणु में किसी e^- के n = 2 से n = 1 में संक्रमण करने पर उत्सर्जित फोटोन की तरंगदैर्ध्य की गणना करें।

उत्तर : $\lambda = \frac{4}{3R}$

हल : $\frac{1}{\lambda} = RZ^2\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$

$\therefore \frac{1}{\lambda} = R(1)\left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2}\right]$

$\therefore \frac{1}{\lambda} = \frac{3R}{4} \text{ or } \lambda = \frac{4}{3R}$

उदाहरण :10 He^+ आयन की बामर श्रेणी की दूसरी रेखा के लिए तरंग दैर्ध्य की गणना करें।

उत्तर : $\lambda = \frac{4}{3R}$

हल : $\frac{1}{\lambda} = R(2)^2\left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right]$

$n_1 = 2$ $n_2 = 4$

$\frac{1}{\lambda} = R(2^2)\left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right]$

$\frac{1}{\lambda} = \frac{3R}{4} \lambda = \frac{4}{3R}$

उदाहरण :11 हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम में यदि इलेक्ट्रॉन बहु चरणों में संक्रमण द्वारा छठी कक्षा से तीसरी कक्षा में जाता है तो निम्नलिखित को ज्ञात कीजिए :

(a) स्पेक्ट्रम में रेखाओं की कुल संख्या (b) UV क्षेत्र में रेखाओं की कुल संख्या
(c) दृश्य क्षेत्र में रेखाओं की कुल संख्या (d) IR क्षेत्र में रेखाओं की कुल संख्या

उत्तर : (a) 6 (b) शून्य (c) शून्य (d) 6

हल : (a) पंक्तियों की कुल संख्या:

$= \frac{(n_2 - n_1)[(n_2 - n_1) + 1]}{2} = \frac{(6-3)[(6-3)+1]}{2} = \frac{3 \times 4}{2} = 6$

(b) UV क्षेत्र में उपस्थित रेखाओं की संख्या
e^- बहुचरणों में छठी से तीसरी कक्षा में जाता है
UV क्षेत्र के लिए क्षेत्र, e^- पहली कक्षा में आना चाहिए तो UV क्षेत्र में रेखाओं की संख्या शून्य होगी।

(c) दृश्यमान क्षेत्र में रेखाओं की कुल संख्या.
दृश्य क्षेत्र के लिए, e^- दूसरे शेल में आना चाहिए, इसलिए दृश्य क्षेत्र में रेखाओं की संख्या शून्य है।

(d) IR क्षेत्र में रेखाओं की कुल संख्या
IR क्षेत्र में, पाशन, ब्रैकेट और फंड श्रेणीयाँ उपस्थित हैं।
पाशन श्रेणी की रेखाओं की संख्या $= n_2 - 3$
$= 6 - 3$
$= 3$

ब्रैकेट श्रेणी में रेखाओं की संख्या $= n_2 - 4$
$= 6 - 4$
$= 2$

P फंड श्रेणी में रेखाओं की संख्या $= n_2 - 5$
$= 6 - 5$
$= 1$

तो कुल रेखाओं की संख्या $= 3 + 2 + 1 = 6$

11. परमाणु का तंरग यांत्रिकी मॉडल (WAVE MECHANICAL MODEL OF AN ATOM)

1. डी–ब्रॉग्ली अवधारणा (द्रव्य की दोहरी प्रकृति)
2. हाइजेनबर्ग का अनिश्चितता का सिद्धांत।
3. श्रोडिंगर तंरग समीकरण।

1. डी–ब्रॉग्ली अवधारणा (द्रव्य की दोहरी प्रकृति) [The Dual nature of matter (The wave nature of electron)]

(i) सन् 1924 में फ्रांसीसी भौतिक वैज्ञानिक लुई डीब्रॉग्ली ने सुझाव दिया कि यदि प्रकाश की प्रकृति कण के साथ–साथ तरंगीय हो तब यह दोहरा व्यवहार द्रव्य के लिए भी सत्य होगा।

(ii) प्रकाश तथा X-किरणों की तरंग प्रकृति को विवर्तन तथा व्यतिकरण के आधार पर समझाया जा सकता है। तथा विकिरण पर आधारित अनेक तथ्यों को केवल इसी आधार पर समझाया जा सकता है कि जब प्रकाश की किरणों को ऊर्जा कणों या फोटोन कणों से बना माना जाए जिनका वेग 3×10^{10} cm/s हो।

(iii) डीब्रॉग्ली के अनुसार "एक इलेक्ट्रान के लिए तरंगदैर्ध्य λ, उसके संवेग p के व्युत्क्रमानुपाती होता है।"

$\lambda \propto \frac{1}{p}$ या $\lambda = \frac{h}{p}$ (यहाँ h = प्लांकनियतांक, p = इलेक्ट्रान का संवेग)

∵ संवेग (p) = द्रव्यमान (m) × वेग (c) ∴ $\boxed{\lambda = \frac{h}{mv}}$

(iv) आइन्सटीन की समीकरण, प्लांक क्वाण्टम सिद्धान्त तथा प्रकाश की तरंग प्रकृति के उपयोग से उपरोक्त सम्बन्ध को निम्नलिखित रूप से परमाणित किया जा सकता है।

आइन्सटीन की समीकरण, $E = mc^2$ यहाँ E ऊर्जा, m प्रकाश का द्रव्यमान तथा c वेग है।

∵ $E = h\nu$ (प्लांक के क्वाण्टम सिद्धान्त के अनुसार)

तथा $c = \nu\lambda$ (प्रकाश के तरंग सिद्धान्त के अनुसार)

∴ $\nu = \frac{c}{\lambda}$ ⇒ $E = h \times \frac{c}{\lambda}$

परन्तु आइन्सटीन की समीकरण के अनुसार $E = mc^2$

$E = mc^2 = h \times \frac{c}{\lambda}$ या $mc = \frac{h}{\lambda}$ या $p = \frac{h}{\lambda}$ या $\lambda = \frac{h}{\lambda}$

(v) गतिज ऊर्जा और तरंग दैर्ध्य के बीच संबंध

$$K.E. = \frac{1}{2}mv^2$$

$$m^2 v^2 = 2mK.E.$$

$$mv = \sqrt{2mKE}$$

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2mK.E.}}$$

यदि आवेश कण 'q' को विभव द्वारा त्वरित किया जाता है, तो K.E. = qv ⇒ $\lambda = \frac{h}{\sqrt{2mqV}}$ $\lambda_e = \frac{12.25A^\circ}{\sqrt{V}}$

(vi) उपरोक्त समीकरण से यह स्पष्ट होता है कि m या v या दोनों को बढ़ाने पर λ का मान घटता है। बहुत तेजी से चलने वाली वस्तुएँ जैसे वायुयान या एक क्रिकेट की गेंद की तरंग दैर्ध्य बहुत कम होती है क्योंकि इनका द्रव्यमान ज्यादा होता है।

➤ **बोर का सिद्धान्त तथा डी–ब्रॉग्ली अवधारणा (Bohr's Theory and de-Broglie concept)**

(i) डी–ब्रोग्ली के अनुसार नाभिक के चारों तरफ घूमते हुए एक इलेक्ट्रान की प्रकृति नाभिक के चारों तरफ वृत्ताकार कक्षा में बहती तरंग के समान होती है।

(ii) यदि एक इलेक्ट्रान को तरंग के समान माना जाता है तो बोर के द्वारा दिये गये सिद्धान्त में क्वाण्टम शर्ते आसानी से पूर्ण होती है।

(iii) यदि वृत्ताकार कक्षा की त्रिज्या r है तो इसकी परिधि $2\pi r$ होगी।

(iv) बोर सिद्धान्त के अनुसार हम जानते है। $mvr = \frac{nh}{2\pi}$

Most Trusted Learning Platform KHAN GLOBAL STUDIES KHAN SIR

या $2\pi r = \frac{nh}{mv}$ $(\because mv = p$ संवेग) या $2\pi r = \frac{nh}{p}$

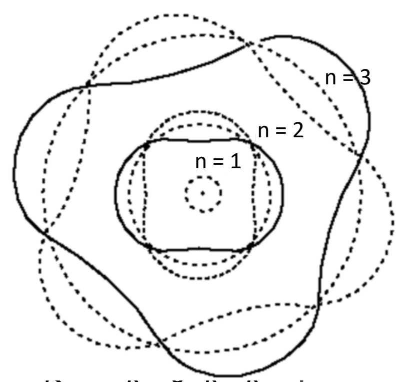
$\left(\because \frac{h}{p} = \lambda\right.$ डी – ब्रोगली समीकरण$\left.\right)$

$\therefore$ $2\pi r = n\lambda$ (यहाँ n = तरंगों की कुल संख्या 1, 2, 3, 4, 5, ...∞ तथा λ = तरंग दैर्ध्य)

(v) $\because$ $2\pi r = \frac{nh}{mv}$ या $mvr = \frac{nh}{2\pi}$ $\because$ mvr = कोणीय संवेग

इस प्रकार mvr = कोणीय संवेग, जो कि $\frac{h}{2\pi}$ का पूर्ण गुणज है।

(vi) उपरोक्त वर्णन से यह स्पष्ट होता है कि डी–ब्रोग्ली के अनुसार तरंग सिद्धान्त तथा बोर सिद्धान्त के बीच बहुत समानता है। एक पूर्ण परिक्रमण में इलेक्ट्रॉन के द्वारा बनाई गई तंरगों की संख्या = $\frac{2\pi r}{\lambda}$ = n (कोश संख्या)

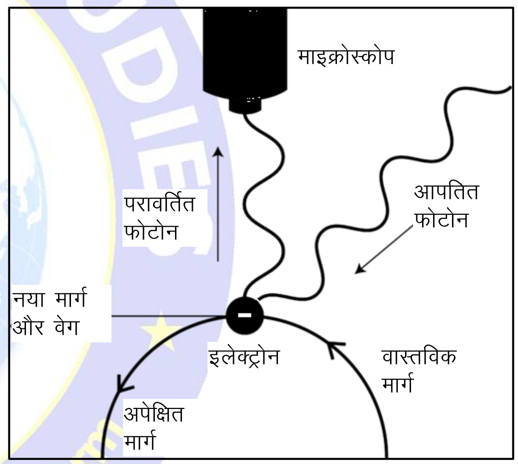


चित्र : डी–ब्रॉग्लो की तरंग तथा बोर कक्षा के बीच समानता

2. हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धान्त (Heisenberg uncertainty principle)

1927 में वर्नर हाइजेनबर्ग ने एक नियम दिया जिसे हाइजेनबर्ग की अनिश्चितता का सिद्धान्त कहा गया जिसके अनुसार 'इलेक्ट्रान के समान किसी छोटे कण की निश्चित स्थिति और निश्चत संवेग को एक साथ ज्ञात करना असम्भव है।'

हाइजेन बर्ग के अनुसार स्थिति में अनिश्चतता (Δx) तथा संवेग में अनिश्चतता (Δp) या $\Delta(mv)$ मे निम्न संबन्ध होता है।



$\Delta x . \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$ या $\Delta x . \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi}$

(यहाँ h प्लाँक नियतांक है।)

एक इलेक्ट्रान जिसका द्रव्यमान m(9.10×10^{-28} g) है, के लिए अनिश्चतता गुणनफल का मान बहुत अधिक होता है।

$\Delta x . \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m}$ $\Delta x . \Delta v \geq \frac{6.624 \times 10^{-27}}{4 \times 3.14 \times 9.10 \times 10^{-28}}$ = 0.57 अर्ग / ग्राम लगभग

$\Delta x \Delta v$ को अनिश्चतता गुणनफल कहते है

जब $\Delta x = 0, \Delta v = \infty$ तथा इसके विपरीत बड़े कण की स्थिति में (मान्य योग्य द्रव्यमान) अनिश्चितता गुणनफल का मान नगण्य होता है। यदि स्थिति सही ज्ञात हो अर्थात Δx बहुत कम हो तो, Δv बड़ा हो जायेगा।

गति के अन्य नियमानुकूल युग्मित हाइजैनबर्ग अनिश्चतता सिद्धान्त के लिए समीकरण दी गई

$\Delta E \, \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$ (ऊर्जा तथा समय के लिए)

इस सिद्धान्त के आधार पर एक परमाणु में एक इलेक्ट्रान का बोर चित्रण जो कि स्थिर कक्षा में, निश्चित स्थिति देता है से हम एक इलेक्ट्रान के दिये गये समय में त्रिविम के दिये गये भाग में प्रायिकता वेग के साथ पाये जाने की संभावना को समझ सकते है। नाभिक के चारों ओर का वह स्थान या त्रिविमिय भाग जहाँ विशिष्ट ऊर्जा वाले एक e^- पाये जाने की प्रायिकता अधिक हो वह परमाण्विक कक्षक कहलाता है।

उदाहरण :12 30 ms^{-1} . की गति से गतिमान 0.1 kg द्रव्यमान की एक गेंद की डी– ब्रोग्ली तरंगदैर्घ्य की गणना कीजिए

उत्तर : 22×10^{-34} m

हल : $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.6 \times 10^{-34}}{0.1 \times 30} = 2.2 \times 10^{-34}$ m

यह स्पष्ट है कि यह तरंगदैर्घ्य सामान्य अवलोकन के लिए बहुत छोटा है

यद्यपि डी–ब्रोग्ली समीकरण सभी भौतिक वस्तुओं पर लागू होता है लेकिन सूक्ष्म कणों के मामले में ही इसका महत्व है।

चूँकि, हम अपने दैनिक जीवन में स्थूल वस्तुओं का सामना कर सकते हैं, दैनिक जीवन में डी–ब्रोग्ली संबंध का कोई महत्व नहीं है।

उदाहरण :13 एक गोल्फ की गेंद का द्रव्यमान 40 ग्राम और गति 45 मीटर/सेकेंड होता है। यदि गति को 2% की सटीकता के भीतर मापा जा सकता है, तो स्थिति में अनिश्चितता की गणना करें।

हल : गति में अनिश्चितता है

2%, i.e., $45 \times \frac{2}{100} = 0.9\ m\ s^{-1}$

समीकरण का उपयोग करना,

$$\Delta x = \frac{h}{4\pi m \Delta v} = \frac{6.626 \times 10^{-34}}{4 \times 3.14 \times 40 \times 10^{-3}\left(0.9ms^{-1}\right)} = 1.46 \times 10^{-33}\ m$$

g एक विशिष्ट परमाणु नाभिक के व्यास से लगभग ~ 10^{18} गुना छोटा है। जैसा कि पहले बड़े कणों के लिए उल्लेख किया गया है, अनिश्चितता सिद्धांत माप की शुद्धता के लिए कोई सार्थक सीमा निर्धारित नहीं करता है।

उदाहरण :14 स्थिति में अनिश्चितता क्या होनी चाहिए यदि संवेग में अनिश्चितता 1×10^{-2} g cm/sec है। और h का मान 6.6252×10^{-34} जूल सेकंड है। ?

(A) 1.054×10^{-22} m (B) 1.054×10^{-25} m (C) 0.525×10^{-27} m (D) 1.054×10^{-32} m

हल : दिया गया है–

$\Delta p = 1 \times 10^{-2}$ g cm/sec. = 1×10^{-7} kg m/sec.

h = 6.6252×10^{-34} Joule sec.

$$\Delta x \times \Delta p = \frac{h}{4\pi} \qquad \therefore \qquad \Delta x = \frac{h}{4\pi \times \Delta p}$$

$$\text{or } \Delta x = \frac{6.6252 \times 10^{-34}}{4 \times 3.14 \times 10^{-7}} = 0.525 \times 10^{-27}\ m$$

3. श्रोडिंगर तरंग समीकरण (Schrodinger Equation)

किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन की प्रकृति का अध्ययन श्रोडिंगर तरंग समीकरण के हल द्वारा भी किया जा सकता है।

$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2}(E - v)\psi = 0$$

ψ - तरंग फलन

ψ^2 - इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की संभावना

E - कुल ऊर्जा

v - स्थितिज ऊर्जा

परमाणु के नाभिक के क्षेत्र में एक इलेक्ट्रॉन का तरंग फलन (ψ) परमाण्विक कक्षक कहलाता है, यह एक त्रिविमीय आयाम है। $\psi^2\delta v$ एक परमाणु के द्वारा घेरे गये आयतन का δv में इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की संभावना है। श्रोडिंगर समीकरण का हल तीन क्वांटम संख्या (n, *l*, m) का समूह प्रदान करता है।

---

12. क्वांटम संख्याऐं (QUANTUM NUMBER)

जैसा की हम जानते है, किसी विशेष व्यक्ति को इस संसार में ढूंढने के लिए चार वस्तुओं की आवश्यकता होती है:-

- देश जिससे व्यक्ति संबंधित है।
- देश में शहर जहाँ पर व्यक्ति रहता है।
- उस शहर में जगह जहाँ पर व्यक्ति रहता है।
- मकान संख्या

परमाणु में इलेक्ट्रॉन की स्थिति ज्ञात करने के लिए चार संख्याओं की आवश्यकता होती है। यह चार संख्याएँ क्वांटम संख्याएँ कहलाती है।

1. मुख्य क्वांटम संख्या (n) $\rightarrow$ कक्षा
2. दिगंशीय क्वांटम संख्या (l) $\rightarrow$ उप कोश
3. चुम्बकीय क्वांटम संख्या (m) $\rightarrow$ कक्षक
4. चक्रण क्वांटम संख्या (S) $\rightarrow$ e^- का चक्रण

1. मुख्य क्वांटम संख्या (Principal quantum number) : (बोहर के द्वारा दी गई)

यह उस कक्षा का नाम, आकार और ऊर्जा को बताती है जिसमें e^- होता है।

- n का मान 1 से ∞ के मध्य होता है अर्थात् n = 1,2,3,4––––––∞ सम्बधित कक्षा के नाम K, L, M, N, O, _ _ _होते है
- n का मान बढने पर नाभिक से दूरी भी बढ़ती है।

$r = 0.529 \times \frac{n^2}{z}$ Å

$r_1 < r_2 < r_3 < r_4 < r_5$ ––––––––

- n का मान बढ़ने पर कोशों में ऊर्जा बढ़ती है।

$E = -13.6 \times \frac{z^2}{n^2}$ इलेक्ट्रॉन वोल्ट / परमाणु

$E_1 < E_2 < E_3 < E_4$ ––––––––

- एक चक्रीय e^- का कोणीय संवेग $mvr = \frac{nh}{2\pi}$

जहाँ n = मुख्य क्वांटम संख्या

- उप–कोश की संख्या = n
- कक्षकों की संख्या = n^2
- एक निश्चित कक्षा में इलेक्ट्रॉन की संख्या $2n^2$ होती है।

2. दिंगशी क्वांटम संख्या / कोणीय क्वांटम संख्या / द्वितीय क्वांटम संख्या / गोण क्वांटम संख्या (Azimuthal quantum number / Angular quantum number / Secondary quantum number /Subsidiary quantum number):

यह 'ℓ' से प्रदर्शित की जाती है। (सोमरफिल्ड के द्वारा दी गई)

- यह उपकोश व कक्षक की आकृति प्रदर्शित करती है और कक्षीय कोणीय संवेग भी प्रदर्शित करती है।
- ℓ का मान 0 से (n – 1) के बीच में होता है।

अर्थात $\ell = 0,1,2$ –––––––––– (n–1)

$\ell = 0$ (s उपकोश)

$\ell = 1$ (p उपकोश)

$\ell = 2$ (d उपकोश)

$\ell = 3$ (f उपकोश)

उदाहरण : यदि n = 1 तब $\ell = 0 \Rightarrow$ 1s अर्थात n = 1 कोश में केवल एक उपकोश 's' उपस्थित है।

यदि n = 2 तब $\ell = 0,1 \Rightarrow$ 2s,2p अर्थात n = 2 कोश में दो उपकोश 's' तथा 'p' उपस्थित है।

यदि n = 3 तब $\ell = 0,1,2 \Rightarrow$ 3s, 3p, 3d अर्थात n = 3 कोश में तीन उपकोश 's' , 'p' , 'd' उपस्थित है।

यदि n = 4 तब $\ell = 0, 1, 2, 3 \Rightarrow$ 4s, 4p, 4d, 4f अर्थात n = 4 कोश में चार उपकोश 's' , 'p' , 'd' & 'f' उपस्थित है।

- कक्षीय कोणीय संवेग = $\sqrt{\ell(\ell+1)}$ or $\sqrt{\ell(\ell+1)}h$ 7 $\left\{\because \hbar = \frac{h}{2\pi}\right\}$ { $\hbar$ 'hash' कहलाता है।}

कक्षीय कोणीय संवेग : s उपकोश के लिए = 0

p उपकोश के लिए = $\sqrt{2}\frac{h}{2\pi}$ या $\sqrt{2}\hbar$

- उपकोश में कक्षकों की संख्या = $2\ell + 1$
- किसी विशेष उपकोश में e^- की संख्या $2(2\ell + 1)$ के बराबर होती है।

s उपकोश के लिए इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $2\ e^-$
p उपकोश के लिए इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $6\ e^-$
d उपकोश के लिए इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $10\ e^-$
f उपकोश के लिए इलेक्ट्रॉनों की संख्या = $14\ e^-$

- उपकोशों का आकार : $s \rightarrow$ गोलीय, $p \rightarrow$ डम्बलाकार, $d \rightarrow$ द्विडम्बलाकार, $f \rightarrow$ जटिल आकार

3. चुम्बकीय क्वांटम संख्या/ अभिविन्यास क्वांटम संख्या (m) : (लिण्डे के द्वारा दिया गया)

- यह कक्षकों का आकार व विन्यास दर्शाती है।
- चुम्बकीय क्षेत्र के प्रभाव से प्रत्येक उपकोश कक्षकों में विभाजित हो जाता है (इलेक्ट्रॉन के अभ्र को कक्षक कहते हैं) चुम्बकीय क्वांटम संख्या भिन्न इलेक्ट्रॉन अभ्र के वितरण को वर्णित करती है।
- m का मान = $-\ell$ से $+\ell$ तक के सभी मान 0 को सम्मिलित करते हुए।

अर्थात m का मान = $-\ell \rightarrow 0 \rightarrow +\ell$

स्थिति-I :- $\ell = 0$ तब $m = 0$ यह पता लगता है कि s उपकोश में केवल एक ही कक्षक s कक्षक होता है।

4. चक्रण क्वांटम संख्या (s) (Spin Quantum number) : (गॉल्ड श्मिड द्वारा दिया गया)
यह इलेक्ट्रॉन के स्वयं की अक्ष के चारों ओर चक्रण की दिशा प्रदर्शित करता है।

- दक्षिणावर्ती चक्रण के लिए/इलेक्ट्रॉन का चक्रण $(\uparrow) \rightarrow \pm\frac{1}{2}$
- वामावर्ती चक्रण के लिए/इलेक्ट्रॉन का चक्रण $(\downarrow) \rightarrow \mp\frac{1}{2}$

e^- का चक्रण कोणीय संवेग = $= \sqrt{s(s+1)}.\dfrac{h}{2\pi}$ या $\sqrt{s(s+1)}\hbar$

- प्रत्येक कक्षक विपरीत चक्रण या युग्मित चक्रण वाले 2 इलेक्ट्रॉन को रख सकता है।

सही $\boxed{\uparrow\downarrow}$ युग्मीत चक्रण e^-, गलत $\boxed{\uparrow\uparrow}$ समान्तर चक्रण e^-

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR

मुख्य क्वांटम संख्या 'n'	दिगंशी क्वांटम संख्या 'l'	चुम्बकीय क्वांटम संख्या 'm'	चक्रण क्वांटम संख्या 's'	एक उपकोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या	एक मुख्य कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या
1	0 (s)	0	+1/2, –1/2	2	2
2	0 (s) 1 (p)	0 –1 0 +1	+1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2	2 6	8
3	0 (s) 1 (p) 2 (d)	0 –1 0 +1 –2 –1 0 +1 +2	+1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2	2 6 10	18
4	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	0 –3 –2 –1 0 +1 +2 +3	+1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2 +1/2, –1/2	2 6 10 14	32

उदाहरण: 15 3s कक्षक के लिए n, ℓ और m के मान की गणना करें?

हल: n = 3, ℓ = 0, m = 0

उदाहरण: 16 निम्नलिखित में से क्वांटम संख्याओं का कौन सा युग्म संभव नहीं है?

(a) n = 2, ℓ = 0, m – 1, s = $-\dfrac{1}{2}$ (b) n = 3, ℓ = 2, m = 0, s = $\pm\dfrac{1}{2}$

(c) n = 2, ℓ = 3, m = –2, s = $\pm\dfrac{1}{2}$

हल: (a) संभव नहीं (b) संभव नहीं (c) संभव नहीं

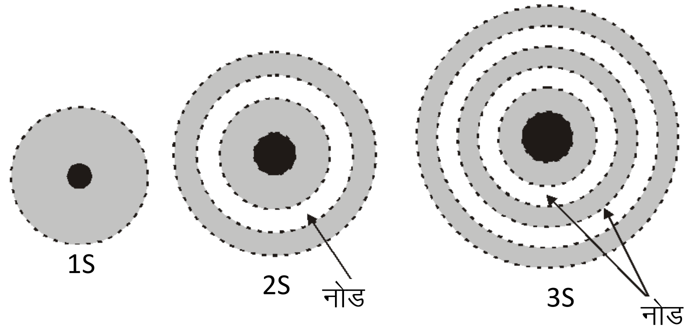
उदाहरण:17 $3p_z$ **कक्षक के लिए** n, ℓ **और** m **के मान की गणना करें?**

हल: n = 3, ℓ = 1, m = 0

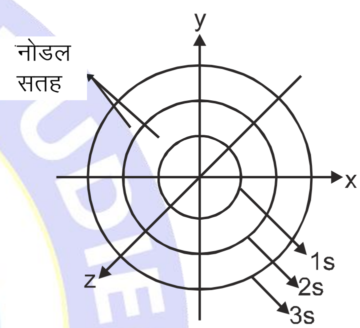
13. परमाणु कक्षक की आकृति (SHAPE OF ATOMIC ORBITALS)

➢ **s-कक्षक की आकृति**

s-कक्षक गोलीय व नाभिक के चारों और सममिति दर्शाते हैं यानि कि नाभिक के चारो और s इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की सम्भावनाएँ सभी दिशा में समान होती है। कक्षक का आकार मुख्य क्वांटम संख्या के मान पर निर्भर करता है। इसमें एक गोलीय सममित कक्षक होता है। 1s कक्षक 2s से छोटा, व 2s कक्षक 3s से छोटा होता है लेकिन यह सभी आकार में गोलीय होते हैं। जैसा चित्र में दिखाया गया है हॉलाकि भिन्न–भिन्न कक्षओं के s-कक्षक सममित गोलीय होते है फिर भी यह कुल तथ्यों में अलग होते हैं जो नीचे दिये गये है –



- 1s इलेक्ट्रॉन के नाभिक के पास पाये जाने की प्रायिकता सर्वाधिक होती है पर जैसे–जैसे नाभिक से दूरी बढ़ती है यह कम होती जाती है। 2s इलेक्ट्रॉन के बारे में नाभिक के पास प्रायिकता अधिक और फिर शून्य तक जाती है और फिर बढ़ती है तथा बाद में वापिस नाभिक से दूरी बढ़ने के साथ घटती है। बीच का क्षेत्र (गोलीय कक्षा) जहाँ प्रायिकता शून्य होती है नोडल सतह या 'नोड' कहलाता है। इस प्रकार 2s कक्षक एक नोड पाये जाने के कारण 1s से अलग होता है। इसी प्रकार 3s के पास 2 नोड होते हैं। सामान्यतया ns कक्षक में (n -1) नोड होते हैं।



- मुख्य क्वांटम संख्या के मान बढ़ने पर s-कक्षक का आकार व ऊर्जा का मान बढ़ता है s-कक्षक का आकार व ऊर्जा निम्न क्रम में बढ़ती है।

  1s < 2s < 3s ....

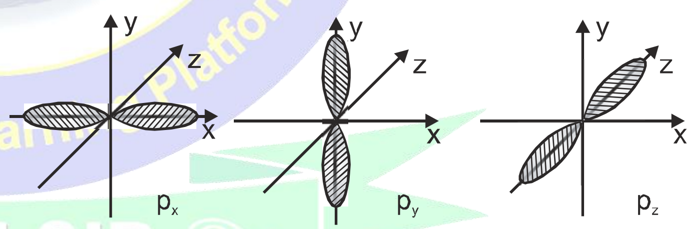
  s-कक्षक के उच्चतर ऊर्जा स्तर भी सममित गोलीय होते हैं और इन्हें इस प्रकार दर्शाया जा सकता है–

स्थिति-II :- यदि $\ell = 1$ (p - उपकोश) तब m =

–1	0	+1
p_x	p_z	p_y

यह दर्शाता है कि p उपकोश में तीन कक्षक p_x, p_y और p_z होते हैं।

p-कक्षक की आकृति : तीन p-कक्षक होते हैं जो p_x, p_y , p_z के नाम से जाने जाते हैं। इन तीनों p-कक्षक की ऊर्जा समान होती है और इसलिए इनका नाभिक से समान सम्बन्ध होता है। यह इनके दिशा ओर आवेश के वितरण में भिन्नता रखते हैं। यह तीनों p-कक्षक एक दूसरे के समकोण पर स्थित होते हैं और दिशा x, y और z अक्ष की ओर होती है।



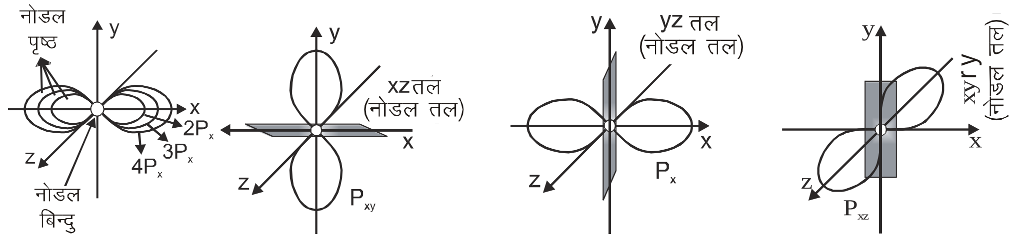
- प्रत्येक p-कक्षक डम्बल आकार का होता है। (दो पालियाँ जो एक दूसरे से शून्य बिन्दू प्रायिकता वाले नोडल बिन्दु या नोड या नाभिक से पृथक रहते हैं।)
- प्रत्येक कक्षक की दोनों पालियाँ शून्य इलेक्ट्रॉन घनत्व वाले तल द्वारा पृथक रहती हैं जिसे नोडल तल कहते हैं।
- उच्च ऊर्जा स्तर वाले प्रत्येक p-कक्षक भी डम्बल आकार के होते हैं लेकिन उन पर नोडल सतह होती है।

नोडल सतह :

कक्षक	नोडल सतह
2 p_x	0
3 p_x	1
4 p_x	2
np_x	(n – 2)

नोडल तल :

कक्षक	नोडल तल
p_x	yz तल
p_y	xz तल
p_z	xy तल

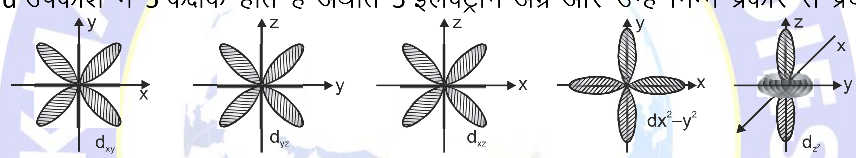


स्थिति-III : जब ℓ = 2 तो 'm' के पाँच मान – 2, –1, 0, +1, +2 होते हैं। यह बताता है कि किसी ऊर्जा स्तर के d उपकोश में पाँच कक्षक होते हैं। सभी पाँच कक्षक आकार में समान नहीं होते। चारों d कक्षकों d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, $d_{x^2-y^2}$ में चार पालियाँ होती हैं जबकि पाँचवे d_{z^2} कक्षक के पास केवल दो पालियाँ होती है। d_{xy} कक्षक की पालियाँ x और y अक्षों के मध्य होती है। और इसी प्रकार d_{yz} और d_{xz} की स्थिति में होती है। $d_{x^2-y^2}$ कक्षक की चार पालीयाँ x और y अक्षो में स्थित होती है जबकि d_{z^2} की दो पालीयाँ z अक्ष में होती है और xy सतह में नाभिक के चारों ओर एक ऋणात्मक आवेश की वलय रखता है। d कक्षक की ज्यामिती द्विडम्बलाकार होती है।

m =	–2	–1	0	+1	+2
	d_{xy}	d_{yz}	d_{z^2}	d_{zx}	$d_{x^2-y^2}$

d-कक्षक की आकृति :

- यह पता है कि d उपकोश में 5 कक्षक होते हैं अर्थात 5 इलेक्ट्रॉन अभ्र और उन्हें निम्न प्रकार से प्रदर्शित करते हैं –



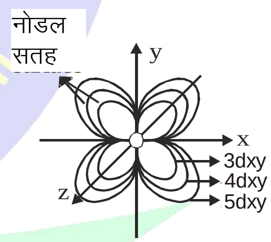
d कक्षक में :

नोडल सतह की संख्या = n–ℓ –1

नोडल तल की संख्या = ℓ

कुल नोड = n – ℓ – 1 + ℓ = (n - 1)

- **नोडल तल :** $d_{xy} \rightarrow$ xz तथा yz नोडल तल :
  $d_{xz} \rightarrow$ xy तथा zy नोडल तल :
  $d_{zy} \rightarrow$ dzx तथा yx नोडल तल :
  $d_{x^2-y^2} \rightarrow$ 2, नोडल तल :
  $d_{z^2} \rightarrow$ 0, नोडल तल :



नोट : d उपकोश के कक्षकें की ऊर्जा समतुल्य होती है।

f कक्षक की आकृति : जब ℓ = 3 (f उपकोश)

तब	m = –3	–2	–1	0	+1	+2	+3
	f_{x^3}	f_{y^3}	f_{xyz}	f_{z^3}	$f_{x(y^2-z^2)}$	$f_{y(z^2-x^2)}$	$f_{z(x^2-y^2)}$

- f-कक्षक की संरचना जटिल होती है।
- f-उपकोश के f कक्षक के मानो की संख्या यह दर्शाती है कि f उपकोश में 7-कक्षक होते हैं जो कि ऊर्जा में समतुल्य होते हैं। कक्षको का प्रदर्शन :

s उपकोश → s: | s |

p उपकोश → p: | p_x | p_y | p_z |

d उपकोश → d: | d_{xy} | d_{yz} | d_{z^2} | d_{xz} | $d_{z^2-y^2}$ |

KHAN GLOBAL STUDIES
Most Trusted Learning Platform
KHAN SIR

f उपकोश →

f						
f_{x^3}	f_{y^3}	f_{z^3}	f_{xyz}	$f_{x(y^2-z^2)}$	$f_{y(z^2-x^2)}$	$f_{z(x^2-y^2)}$

14. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (ELECTRONIC CONFIGURATION)

भिन्न ऊर्जा उपकोशों में इलेक्ट्रॉन का भरना इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहलाता है।

उपकोश भरने के नियम

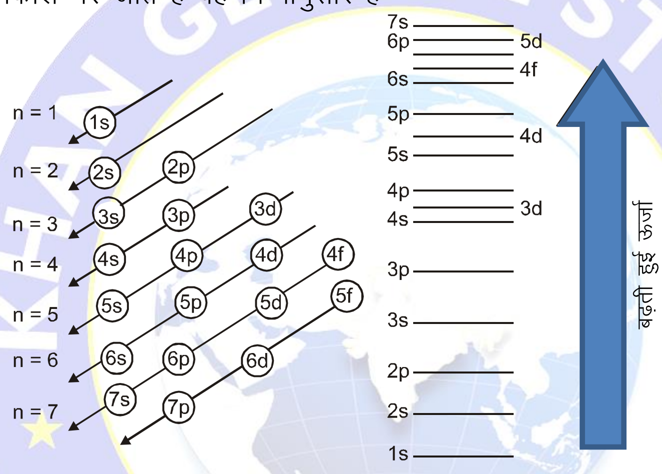
1. ऑफबाऊ सिद्धान्त
2. $(n+\ell)$ नियम
3. हुण्ड का अधिकतम बहुलता का नियम
4. पॉउली का अपवर्जन का नियम

1. ऑफबाऊ सिद्धान्त (Aufbau Principle) : ऑफबाऊ एक जर्मन शब्द है और इसका मतलब होता है निर्माण करना।

➢ ऑफबाऊ नियम वह क्रम बताता है जिसमें भिन्न उपकोश ऊर्जाओं के आपेक्षिक क्रम के आधार पर भरे जाते हैं।

➢ नियम : सबसे पहले कम ऊर्जा वाला उपकोश भरा जाता हैं जब इसमें अधिकतम इलेक्ट्रॉन भर जाते हैं तब उससे ज्यादा ऊर्जा वाला उपकोश भरा जाता है।

➢ वह क्रम जिसमें उपकोश भरे जाते हैं वह निम्नानुसार है –



चित्र–विभिन्न ऊर्जा स्तरों के कक्षकों में e^- भरने का क्रम

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}$

उदाहरण के लिए

$_1H$	→	$1s^1$
$_2He$	→	$1s^2$
$_3Li$	→	$1s^2, 2s^1$
$_4Be$	→	$1s^2, 2s^2$
$_5B$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^1$
$_6C$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^2$
$_7N$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^3$
$_8O$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^4$
$_9F$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^5$
$_{10}Ne$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6$
$_{11}Na$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
$_{12}Mg$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
$_{13}A\ell$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
$_{14}Si$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$
$_{15}p$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$
$_{16}S$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$
$_{17}Cl$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
$_{18}Ar$	→	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

KHAN GLOBAL STUDIES
Most Trusted Learning Platform
KHAN SIR

$_{19}K \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
$_{20}Ca \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
$_{21}Sc \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^1$
$_{22}Ti \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^2$
$_{23}V \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^3$
$_{24}Cr \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$ [अपवाद]
$_{25}Mn \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^5$
$_{26}Fe \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$
$_{27}Co \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$
$_{28}Ni \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^8$
$_{29}Cu \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$ [अपवाद]
$_{30}Zn \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को निम्न भिन्न तरीकों से लिखा जा सकता है :

- $_{26}Fe \rightarrow$ (1) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$
  (2) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$
  (3) $1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^6, 4s^2$
  (4) [Ar] $4s^2, 3d^6$
- $_{26}Fe \rightarrow 1s^2\ \underbrace{2s^2 2p^6}_{(n-2)}\ \underbrace{3s^2 3p^6 3d^6}_{(n-1)}\ \underbrace{4s^2}_{n}$

  n $\rightarrow$ बाह्यतम कोश या उपान्त्य कोश या संयोजकता कोश
  इस कोश के इलेक्ट्रॉन, संयोजकता इलेक्ट्रॉन या 'कोर आवेश' कहलाते हैं।
  (n–1) $\rightarrow$ कोर या उपान्त्य कोश या उपसंयोजकता कोश
  (n–2) $\rightarrow$ उपउपान्त्य कोश
- यदि हम अन्तिम n कोश को हटा ले तब बचे हुए कोश को सम्मिलित रूप से 'कर्नल' कहते है।
  उदा. $_{26}Fe = \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^6 3p^6}_{\text{कर्नल}}\ 4s^2$

2. (n+ℓ) नियम : इस नियम के अनुसार विभिन्न उपकोशों को भरने का क्रम (n +ℓ) मान के आधार पर ज्ञात किया जा सकता है।

(n+ℓ) नियम के सिद्धान्त : सबसे पहले कम (n+ℓ) मान के उपकोश भरे जाते हैं यदि दो या अधिक उपकोशों के (n+ℓ) का मान समान हो तो जिसका n का मान कम होगा वह उपकोश पहले भरा जायेगा।

H-परमाणु की स्थिति में : ऊर्जा केवल मुख्य: क्वाण्टम संख्या पर निर्भर करती है–

$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f <$ ....

उपकोश	n	ℓ	n + ℓ

1s	1	0	1	
2s	2	0	2	
2p	2	1	3	(1)
3s	3	0	3	(2)
3p	3	1	4	(1)
4s	4	0	4	(2)
3d	3	2	5	(1)
4p	4	1	5	(2)
5s	5	0	5	(3)
4d	4	2	6	(1)
5p	5	1	6	(2)
6s	6	0	6	(3)

क्रम → $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}$

3. हुण्ड का अधिकतम बहुलता का नियम (Hund's Maximum Multiplicity Rule) : (बहुलता : एक प्रकार के कई)

- हुण्ड नियम के अनुसार उपकोशों के कक्षक में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों का वितरण इस प्रकार होता है कि यह समान्तर चक्रण वाले अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या प्राप्त कर सके।
- इस प्रकार उपकोशों में उपस्थित कक्षक में सर्वप्रथम युग्मित होने से पहले एक–एक इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं। इलेक्ट्रॉनों का युग्मन s-उपकोशों में दूसरे इलेक्ट्रॉन, p-उपकोशों में चौथे इलेक्ट्रॉन, d-उपकोश में छठे इलेक्ट्रॉन व f-उपकोश में आठवें इलेक्ट्रॉन से शुरू होता है।

उदा.

	$1s$	$2s$	$2p$
$_5B$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^1$ [↑][ ][ ]
$_6C$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^2$ [↑][↑][ ]
$_7N$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^3$ [↑][↑][↑]
$_8O$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^4$ [↑↓][↑][↑]
$_9F$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^5$ [↑↓][↑↓][↑]
$_{10}Ne$ →	$1s^2$ [↑↓]	$2s^2$ [↑↓]	$2p^6$ [↑↓][↑↓][↑↓]

4. पॉउली का अपवर्जन का नियम (Pauli's Exclusion principle) : 1925 में पॉउली ने बताया कि एक परमाणु के दो इलेक्ट्रॉन की चारो क्वांटम संख्याओं का मान समान नहीं हो सकता अर्थात् एक कक्षक में विपरीत चक्रण वाले दो ही इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं। :

उदाहरण : $_6C^{12}$ →

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$
	[↑↓]	[↑↓]	[↑][↑][ ] (p_x p_z p_y)
n	1	2	2
ℓ	0	0	1
m	0	0	+ 1, – 1, 0
s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$,

उदाहरण : $_{17}Cl$ →

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3P^5$
	[↑↓]	[↑↓]	[↑↓][↑↓][↑↓]	[↑↓]	[↑↓][↑↓][↑]
n =	1	2	2	3	3
ℓ =	0	0	1	0	1

m = 0 0 +1,–1, 0 0 + 1, –1, 0

$+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2},-\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$

ऑफबाऊ नियम के अपवाद (Exception of Aufbau principle) : कुछ स्थिति में यह देखा गया है कि इलेक्टॉनिक विन्यास ऑफबाऊ नियम द्वारा दी गई व्याख्या से कुछ अलग होता है। इसका कारण यह है कि अर्द्धपूरित व पूर्णपूरित उपकोशों को अतिरिक्त स्थायित्व प्राप्त होता है।

	वास्तविक	अनुमानित
Cr	[Ar] $3d^5\ 4s^1$	[Ar] $3d^4\ 4s^2$
Cu	[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$	[Ar] $3d^9\ 4s^2$
Nb	[Kr] $4d^4\ 5s^1$	[Kr] $4d^3\ 5s^2$
Mo	[Kr] $4d^5\ 5s^1$	[Kr] $4d^4\ 5s^2$
Ru	[Kr] $4d^7\ 5s^1$	[Kr] $4d^6\ 5s^2$
Rh	[Kr] $4d^8\ 5s^1$	[Kr] $4d^7\ 5s^2$
Pd	[Kr] $4d^{10}\ 5s^0$	[Kr] $4d^8\ 5s^2$
Ag	[Kr] $4d^{10}\ 5s^1$	[Kr] $4d^9\ 5s^2$
Pt	[Xe] $4f^{14}\ 5d^9\ 6s^1$	[Xe] $4f^{14}\ 5d^8\ 6s^2$
Au	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^1$	[Xe] $4f^{14}\ 5d^9\ 6s^2$

उदाहरण:18 Cr में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना करें

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

24Cr में 6 इलेक्ट्रॉन अयुग्मित होते हैं।

उदाहरण: 19 Cr^{+3} **में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना करें**

हल: $Cr^{+3} \rightarrow 1s^2\ \ 2s^2\ \ 2p^6\ \ 3s^2\ \ 3p^6\ \ 4s^0\ \ 3d^3$

Cr^{+3} में, 3 इलेक्ट्रॉन अयुग्मित होते हैं

---

15. अर्ध पूरित और पूर्ण पूरित कक्षकों का अतिरिक्त स्थायीत्व (EXTRA STABILITY OF HALF FILLED AND COMPLETELY FILLED ORBITALS)

अर्ध पूरित और पूर्ण पूरित उपकोषों का अतिरिक्त स्थायीत्व निम्नलिखित कारणों से होता है।

कक्षकों की सममितिः

(a) यह एक सर्वविदित तथ्य है कि समरूपता स्थिरता की ओर ले जाती है।

(b) इस प्रकार,यदि एक इलेक्ट्रॉन के एक कक्षक से दूसरे कक्षक में स्थानांतरित होने से ऊर्जा में थोड़ा अंतर होता है, तो सममित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास बनता है। यह अधिक स्थायी हो जाता है।

(c) उदाहरण के लिए p^3, d^5, f^7 विन्यास उनके निकट इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की तुलना में अधिक स्थाई हैं।

➢ **विनिमय ऊर्जा**

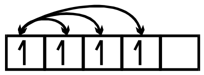
(a) विभिन्न उपकोशों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन अपनी स्थिति का विनिमय करते हैं, क्योंकि एक ही उपकोश के इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा समान होती हैं।

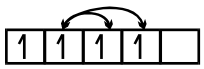
(b) एक ही उपकोश में इलेक्ट्रॉन के विनिमय द्वारा ऊर्जा का उत्सर्जन होता हैं।

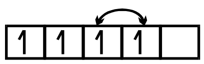
(c) अर्द्ध भरे या पूर्ण भरे कक्षकों की विनिमय ऊर्जा अधिकतम होती हैं, तथा यह उच्च उपकोश से निम्न उपकोश में इलेकट्रॉन के स्थानान्तरण से उत्सर्जित ऊर्जा से अधिक होती है। जैसे 4s से 3d कक्षक में (Cu तथा Cr)

(d) समान्तर चक्रण वाले समभ्रंश कक्षकों के इलेक्ट्रॉनों में विनिमय की संख्या जितनी अधिक होगी उतनी ही अधिक ऊर्जा उत्सर्जित होगी तथा स्थायित्व उतना ही बढ़ेगा।

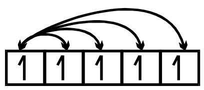
(e) d^4 तथा d^5 में समान्तर चक्रण वाले इलेक्ट्रॉन में संभव विनिमय की संख्याओं की गणना।

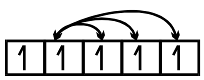
d^4 (1)  प्रथम e^- के लिए 3 विनिमय

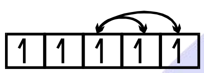
(2)  द्वितीय e^- के लिये 2 विनिमय

(3)  तृतीय e^- के लिये 1 विनिमय

संभव कुल विनिमय संख्या = 3 + 2 + 1 = 6

d^5 (1)  प्रथम e^- के लिए 4 विनिमय

(2)  द्वितीय e^- के लिये 3 विनिमय

(3)  तृतीय e^- के लिये 2 विनिमय

(4) चौथे e^- के लिये एक (1) विनिमय

कुल विनिमय की संख्या = 4 + 3 + 2 + 1 = 10

16. प्रायिकता वितरण वक्र (PROBABILITY DISTRIBUTION CURVE)

कक्षकीय तंरग फलन (ψ) की कोई भौतिक सार्थकता नहीं है किन्तु ψ का वर्ग एक परमाणु में एक बिंदु पर इलेक्ट्रॉन की प्रायिकता की सूचना देता है।

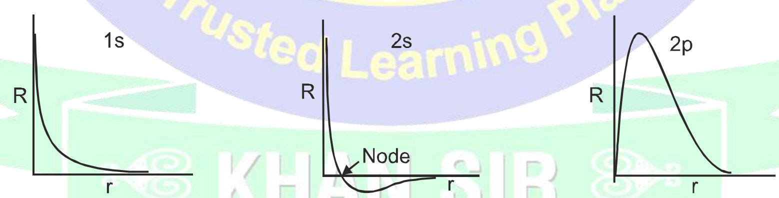
त्रिविम में ψ^2 में परिवर्तन को प्रदर्शित करने के लिए हमें निम्नलिखित फलनों की आवश्यकता होती है।

(a) त्रिज्यीय तंरग फलन

(b) त्रिज्यीय प्रायिकता घनत्व (R^2)

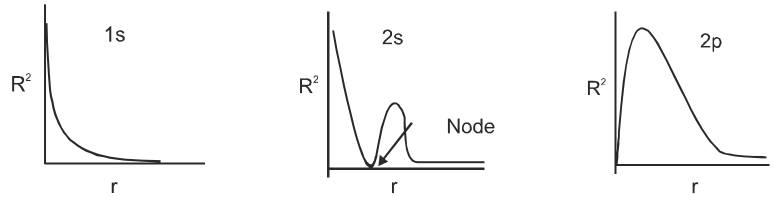
(c) त्रिज्यीय प्रायिकता फलन ($4\pi r^2R^2$)

(a) त्रिज्यीय तंरग फलन (R) : इस वक्र को चित्रित करने पर हमें 2s, में नोड मिलता है। जैसा कि चित्र यह इंगित करता है कि नोड पर त्रिज्यीय फलन का मान धनात्मक से ऋणात्मक परिवर्तित होता है। इस वक्र को चित्रित करने से हमें पता चलता है कि किस प्रकार त्रिज्यीय तंरग फलन, दूरी r के साथ परिवर्तित होता है।



(b) त्रिज्यीय प्रायिकता घनत्व (R^2) : एक कक्षक के लिए त्रिज्यीय तंरग फलन का वर्ग (R^2) त्रिज्यीय घनत्व देता है तथा यह त्रिज्यीय घनत्व इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता घनत्व को बताता है।

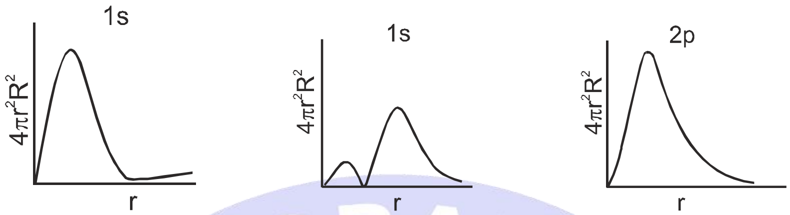
इस वक्र को चित्रित करने से हमें एक बिंदु पर त्रिज्या के फलन की तरह प्रायिकता घनत्व या सापेक्ष इलेक्ट्रॉन घनत्व के बारे में उपयोगी सूचना मिलती है।



(c) **त्रिज्यीय प्रायिकता फलन ($4\pi r^2R^2$) :** एक परमाणु की आकृति को वृत्ताकार मानने से एक वृत्ताकार कक्षा में त्रिज्या ($r + dr$) तथा r के मध्य इलेक्ट्रॉन के पाये जाने की प्रायिकता को विचारित करना आसान हो जाता है।

यह प्रायिकता जो कि दिशा पर निर्भर नहीं करती है, त्रिज्यीय प्रायिकता कहलाती है तथा ($4\pi r^2, R^2$) के बराबर होती है।

इस वक्र को चित्रित करने से हम दूरी r के साथ त्रिज्यीय प्रायिकता फलन ($4\pi r^2, R^2$) में परिवर्तन के बारे में सूचना प्राप्त कर सकते है।



KHAN GLOBAL STUDIES
Most Trusted Learning Platform
KHAN SIR

QUICK FOLLOW UP

(1) अवपरमाण्विक कण, परमाणु मॉडल.

आवेश परिमाणित होता है Q = ne

कण की संभावित ऊर्जा = $\frac{1}{4\pi\in_0}\frac{q_1q_2}{r^2}$

निकटतम दृष्टिकोण की दूरी = $r_{(min)} = \frac{2Kq_1q_2}{mv^2}$

(2) प्रकाश का क्वांटम सिद्धांत

एक फोटॉन की ऊर्जा E= hν, n फोटॉन E= nhν

$E_0 = h\nu$, $\nu = \frac{c}{\lambda}$, $E_0 = \frac{hc}{\lambda}$, $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$

(3) प्रकाश विद्युत प्रभाव और कृष्णिका विकिरण (स्पेक्ट्रम)

$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}m_e v_e^2$

(4) बोर मॉडल

कोणिय संवेग $mvr = \frac{nh}{2\pi}$

एक कक्षा में गतिमान e^- का बल संतुलन

$\frac{mv^2}{r} = \frac{kq_1q_2}{r^2}$

कक्षा की त्रिज्या $r_a = \frac{n^2h^2}{4\pi^2mkZe^2} = 0.529\times\frac{n^2}{Z}$ Å

वेग $v_n = \frac{2\pi Zek}{nh} = 2.18\times10^6\times\frac{Z}{n}$ m/sec

$T = \frac{2\pi r}{v}$, $f = \frac{v}{2\pi r}$,

कुल ऊर्जा $E_n = -\frac{2\pi^2me^4K^2}{h^2}\left(\frac{Z^2}{n^2}\right)$

$= -13.6\times\frac{Z^2}{n^2}$ ev/atom

$= -2.18\times10^{-18}\times\frac{Z^2}{n^2}$ J/atom

$T.E = \frac{1}{2}P.E$, TE = –KE

(5) हाइड्रोजन स्पेक्ट्रम

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

R = रिडबर्ग स्थिरांक = $1.0678 \times 10^7\ m^{-1}$

लाइनों की संख्या का उत्पादन = $\frac{\Delta n(\Delta n+1)}{2}$

जहाँ $\Delta n = n_2 - n_1$,n_2 और n_1 उच्च और निम्न ऊर्जा कक्षाएँ हैं।

एकल पृथक परमाणु के लिए स्पैक्ट्रल रेखाओं की अधिकतम संख्या = (n–1)

(6) डी–ब्रोगली अवधारणा और हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत या इलेक्ट्रॉन की तरंग प्रकृति

कण की तरंगदैर्ध्य $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{\sqrt{2emv}} = \frac{12.3}{\sqrt{v}}$ Å

अनिश्चितता $\Delta x.\Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$, $\Delta E.\Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$

श्रोडिंगर तरंग समीकरण

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

(7) क्वांटम संख्या, नोड्स और इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन

n^{th} कोश में उपकोश की संख्या = n

n^{th} कोश में कक्षकों की संख्या = n^2

मुख्य ऊर्जा कोश में e^-s की अधिकतम संख्या = $2n^2$

किसी कक्षा का कोणीय संवेग = $\frac{nh}{2\pi}$

उपकोश में कक्षकों की संख्या = (2l + 1)

एक उप शेल में e^-s की संख्या = 2(2l + 1)

कक्षीय कोणीय संवेग L = $\frac{h}{2\pi}\sqrt{(l+1)l} = \sqrt{l(l+1)}\hbar$ $\left(\hbar = \frac{h}{2\pi}\right)$

चक्रण कोणीय संवेग = $\frac{h}{2\pi}\sqrt{s(s+1)}$

परमाणु का अधिकतम घुमाव = $\frac{1}{2}$ × अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या

KHAN GLOBAL STUDIES Most Trusted Learning Platform KHAN SIR