अध्याय 4

परमाणु की संरचना

अध्याय–एक नजर में

परमाणु

इलेक्ट्रान
- खोजः टॉमसन
- कैथोड किरणों से
- आवेशः -1.6×10^{-19}C
- द्रव्यमानः 9.1×10^{-31}kg

प्रोटॉन
- खोजः गोल्डस्टीन
- एनोड किरणों या कैनाल किरणों से
- आवेशः $+1.6 \times 10^{-19}$C
- द्रव्यमानः 1.673×10^{-27}kg

न्यूट्रान
- खोजः चैडविक
- कणों को हल्के तत्वों पर
- आवेशः उदासीन
- द्रव्यमानः 1.673×10^{-27}kg

परमाण्विक मॉडल

टॉमसन का परमाण्विक मॉडल
- तरबूज मॉडल
- धनात्मक घेरे में इलेक्ट्रान की उपस्थिति

रदरफोर्ड का परमाण्विक मॉडल
- परमाणु का अधिकतम भाग खाली
- धनात्मक आवेश कम स्थान घेरता है।
- केन्द्रक बहुत ही छोटा

बोर का परमाण्विक मॉडल
- इलेक्ट्रॉनों का कोशों मे वितरण
- $2n^2$ का नियम
- संयोजकता कोश में संयोजकता इलेक्ट्रान
- K, L, M, N, कोश

परमाणु

परमाणु संख्या
प्रोटॉन की संख्या
इलेक्ट्रॉन की संख्या

समस्थानिक
- समान परमाणु संख्या
- भिन्न द्रव्यमान संख्या

द्रव्यमान संख्या
प्रोटॉन की संख्या
+
न्यूट्रॉन की संख्या

संभारिक
- समान द्रव्यमान संख्या
- भिन्न परमाणु संख्या

जॉन डॉल्टन ने परमाणु को अविभाज्य इकाई माना था, पर उनका यह तथ्य उन्नीसवीं शताब्दी के अंत में नकार दिया गया। असल में वैज्ञानिकों ने उस दौरान परमाणु में आवेशित कणों जैसे कि इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और अनावेशित कण न्यूट्रॉन की खोज की।
इन कणों को अवपरमाणुक कण कहा जाता है।

इलेक्ट्रॉन की खोज–कैथोड किरणें (जे.जे. टॉमसन)

टॉमसन ने केथोड किरणों की मदद से परमाणु में इलैक्ट्रॉन की उपस्थिति के बारे में बताया।

इलेक्ट्रान के बारे में कुछ महत्वपूर्ण तथ्य–

- इलेक्ट्रॉन पर आवेश = -1.6×10^{-19} C (राबर्ट ई. मिलिकन द्वारा परिकलित)
- इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान = 9.1×10^{-31} Kg

प्रोटॉन की खोज–एनोड किरणें/केनाल किरणें (ई. गोल्डस्टीन)

ई. गोल्डस्टीन ने उनके द्वारा प्रसिद्ध एनोड किरणों या केनाल किरणों के प्रयोग द्वारा परमाणु में धनावेशित कण यानि प्रोटॉन की खोज की।

प्रोटॉन के कुछ तथ्य–

- प्रोटॉन पर आवेश = $+1.6 \times 10^{-19}$C
- प्रोटॉन का द्रव्यमान = 1.673×10^{-27}Kg

प्रोटॉन का द्रव्यमान =1840 × इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान

न्यूट्रॉन की खोज– (जे. चैडविक)

- जेम्स चैडविक ने हल्के तत्वों (जैसे–लीथियम, बोरोन इत्यादि) की एल्फा कणों से साथ प्रकीर्णन करवाई, जिसके कारणवश एक नए कण जिनका द्रव्यमान प्रोटॉन के बराबर था, तथा वे आवेश रहित थे, की उत्पत्ति सिद्ध की।
- इन कणों को न्यूट्रॉन नाम दिया गया। ये उदासीन अवपरमाणुक कण हैं।
- न्यूट्रॉन, हाइड्रोजन के प्रोटियम समस्थानिक में नहीं होते हैं।
- इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान प्रोटोन तथा न्यूट्रॉन के द्रव्यमान से अत्यधिक कम है, इसलिए परमाणु का द्रव्यमान, प्रोटोन और न्यूट्रॉन के द्रव्यमानों का योग होगा।

''परमाणु मॉडल''

अवपरमाणुक कणों जैसे कि इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन की खोज के उपरान्त परमाणु के विभिन्न मॉडल दिए गए।

उनमें से कुछ परमाणु के मॉडल इस तरह से हैं–

(a) टॉमसन का परमाणु मॉडल

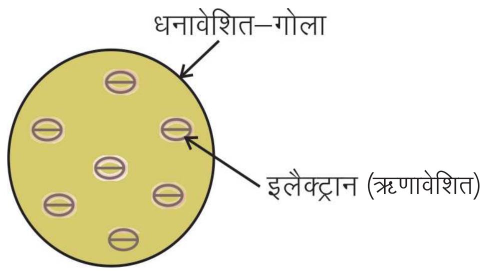
(b) रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल

(c) बोर का परमाणु मॉडल

इन दिनों 'क्वांटम यांत्रिक परमाणु मॉडल', वैज्ञानिक तौर पर सही पाया गया है और इसी मॉडल को स्वीकृति दी गई है। इस मॉडल को उच्च कक्षाओं में पढ़ाया जाएगा।

''टॉमसन का परमाणु मॉडल''

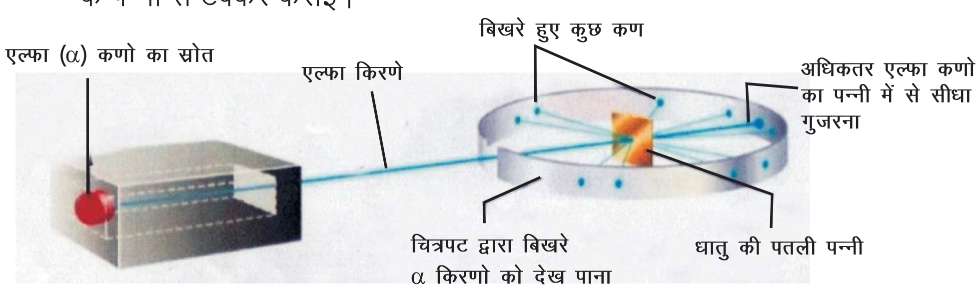
- टॉमसन के इस परमाणु मॉडल को 'तरबूज मॉडल' कहते हैं।
- टॉमसन के इस मॉडल में, परमाणु में धन आवेश तरबूज के खाने वाले लाल भाग की तरह बिखरा है, जबकि इलेक्ट्रॉन धनावेशित गोले में तरबूज के बीज की भांति धंसे हैं।



- हालांकि इस मॉडल ने परमाणु के आवेशरहित अभिलक्षण (उदासीन होने) की विवेचना की पर कुछ वैज्ञानिक प्रयोगों को यह मॉडल नहीं समझा पाया, इसलिए इसे नकार दिया गया।

रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल

- रदरफोर्ड ने अपने प्रयोग में, तेजी से चल रहे अल्फा (हीलियम नाभिक $^{4}_{2}He$) कणों को सोने के पन्नी से टक्कर कराई।

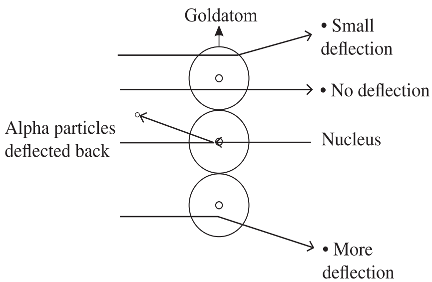


रदरफोर्ड के प्रयोग के परिणाम–

(i) ज्यादातर अल्फा कण बिना मुड़े सोने की पन्नी से सीधे निकल गए।

(ii) कुछ अल्फा कण निम्न कोणों से मुड़े।

(iii) प्रत्येक 12000 कणों में से एक कण वापस आ गया।



अपने प्रयोग के परिणामों के आधार पर रदरफोर्ड ने निम्नलिखित निष्कर्ष निकाले–

(i) परमाणु के भीतर का अधिकतर भाग खाली है क्योंकि अधिकतर अल्फा कण बिना मुड़े सोने की पन्नी से बाहर निकल जाते हैं।

(ii) परमाणु के बीच एक धनावेशित गोला है,जिसे नाभिक कहा जाता है, क्योंकि 12000 में से एक α–कण वापस आ गया।

(iii) क्योंकि ज्यादातर .कण सोने की पन्नी से सीधे निकल गए और कुछ ही कणों का मुड़ना देखा गया, इस आधार पर यह निष्कर्ष निकाला कि परमाणु के भीतर ज्यादातर भाग खाली है और नाभिक इस खाली भाग के बहुत छोटे से भाग में मौजूद होता है। नाभिक का आयतन 10^{-5} गुणा परमाणु के आयतन के बराबर होता है।

नाभिक का आयतन $= 10^{-5} \times$ परमाणु का आयतन

(iv) परमाणु का सम्पूर्ण द्रव्यमान उसके नाभिक में होता है।

अपने प्रयोग के आधार पर, रदरफोर्ड ने परमाणु का मॉडल प्रस्तुत किया, जिसमें निम्नलिखित विशेषताएं थी :–

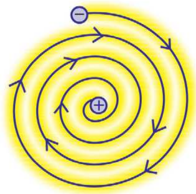
(i) परमाणु का केन्द्र धनावेशित होता है जिसे नाभिक कहा जाता है। एक परमाणु का सम्पूर्ण द्रव्यमान नाभिक में होता है।

(ii) इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर निश्चित कक्षा/कोश में चक्कर लगाते हैं।

(iii) नाभिक का आकार परमाणु के आकार की तुलना में काफी कम होता है।

रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल की कमियाँ–

- रदरफोर्ड के अनुसार इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर वलयाकार मार्ग में चक्कर लगाते हैं, किन्तु आवेशित होने के कारण, ये कण अपनी ऊर्जा निरन्तर खोते रहते हैं जिसके कारण वे अंततः नाभिक में प्रवेश कर परमाणु को अस्थिर बनाते हैं।
- यह रदरफोर्ड परमाणु मॉडल की सबसे बड़ी कमी थी, जिसे रदरफोर्ड समझा नहीं पाया।



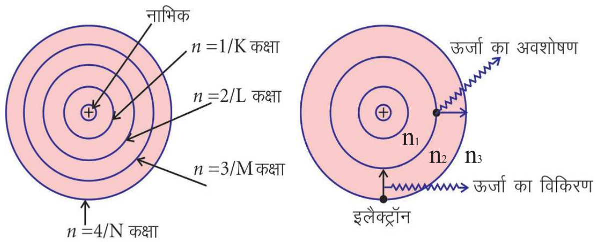
बोर का परमाणु मॉडलः

रदरफोर्ड मॉडल की कमी का निवारण बोर के परमाणु मॉडल से हुआ। नील्स बोर ने 1912 में परमाणु के बारे में अपना मॉडल प्रस्तुत किया जिसमें निम्नलिखित तथ्य मौजूद थे–

(i) इलेक्ट्रॉन केवल कुछ निश्चित कक्षाओं में ही चक्कर लगा सकते हैं, जिन्हें इलेक्ट्रॉन की निर्धारित कक्षा कहते हैं।

(ii) इन निर्धारित कक्षाओं में चक्कर लगाते हुए, ये इलेक्ट्रॉन अपनी ऊर्जा का विकिरण नहीं करते।

(iii) किसी भी परमाणु के इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा में बदलाव, इन इलेक्ट्रॉन की कक्षाओं में स्थानांतरण के कारण होता है।



"बोर का परमाणु मॉडल"

परमाणु संख्या–किसी भी परमाणु में प्रोटॉन की कुल संख्या का मान उसकी परमाणु संख्या कहलाती है।

- परमाणु संख्या किसी भी परमाणु का परिचायक होता है, इसमें बदलाव किसी भी परमाणु के स्वरूप को बदल देता है।
- परमाणु संख्या, 'Z' द्वारा प्रदर्शित की जाती है।

$$(Z = n_p)$$

↓

प्रोटॉन की संख्या

- किसी भी अनावेशित परमाणु में, प्रोटॉन तथा इलेक्ट्रॉन की संख्या बराबर होती है।

द्रव्यमान संख्या–द्रव्यमान संख्या किसी परमाणु के नाभिक में मौजूद प्रोटोन तथा न्यूट्रॉन की संख्या का जोड़ होती हैं।

द्रव्यमान संख्या = प्रोटोन की संख्या + न्यूट्रॉन की संख्या

- द्रव्यमान संख्या को 'A' द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। $(A = n_p + n_n)$

परमाणु का प्रस्तुतिकरण –

द्रव्यमान संख्या ⟶ (A)
परमाणु संख्या ⟶ (Z)
E (E = तत्व का प्रतीक) => $^{A}_{Z}E$

उदाहरण –

$^{27}_{13}Al$
Al की परमाणु संख्या (Z) = 13 ⟶ n_p
Al की द्रव्यमान संख्या (A) = 13 + 14 = 27
($13 = n_p$, $14 = n_n$)

प्रश्न–निम्नलिखित परमाणु में प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन और न्यूट्रॉन की संख्या बताएँ–

(a) $^{35}_{17}Cl$

(b) $^{23}_{11}Na$

उत्तर– (a) $^{35}_{17}Cl$ $_ZCl = 17$ n_p = प्रोटोन की संख्या

∴ 'Cl' आवेश रहित है। $n_e = n_p = 17$ = इलेक्ट्रॉन की संख्या

∴ $^{A}Cl = 35$

पर, $35 = n_p + n_n$

या, $35 = 17 + n_n$

या, $n_n = 35 - 17$

या, $n_n = 18$

$18 = n_N$ = न्यूट्रॉन की संख्या

(b) $Na = 11$
$n_p = n_e = 11$
$e = 11$
$^{A}Na = 23$
$23 = n_p + n_n$
$23 = 11 + n_n$
$n_n = 23 - 11 = 12$

"विभिन्न कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन का वितरण"

विभिन्न कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन का वितरण "बोर–बरी" नियम के अनुसार किया जाता है।

"बोर बरी नियम"

इस नियम को निम्निलिखित तरीके से बताया जा सकता है–

(i) इलेक्ट्रॉन का परमाणु में वितरण "$2n^2$" पद्धति द्वारा किया जाता है, जहाँ n = कक्षा की संख्या और "$2n^2$" = इलेक्ट्रॉन की अधिकतम संख्या जो किसी भी कक्षा में समाहित हो सकती है।

अगर,
$n = 1$ या K कक्षा, $2n^2 = 2 \times 1^2 = 2$ इलेक्ट्रॉन
$n = 2$ या L कक्षा, $2n^2 = 2 \times 2^2 = 8$ इलेक्ट्रॉन
$n = 3$ या M कक्षा, $2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ इलेक्ट्रॉन
$n = 4$ या N कक्षा, $2n^2 = 2 \times 4^2 = 32$ इलेक्ट्रॉन

} इलेक्ट्रॉन की अधिकतम संख्या जो किसी एक कक्षा में समाहित हो सकती है।

(ii) किसी परमाणु की आखिरी कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन से ज्यादा इलेक्ट्रॉन नहीं हो सकते जबकि आखिरी से दूसरी कक्षा में 18 से ज्यादा इलेक्ट्रॉन नहीं हो सकते, उस स्थिति में भी जब इसी कक्षा में 18 से ज्यादा इलेक्ट्रॉन रखने की क्षमता हो।

उदाहरण – $_{20}Ca$ में इलेक्ट्रॉन वितरण इस तरह होगा–

	K	L	M	N
$_{20}Ca$ =	2,	8,	8,	2
	2,	8,	10	

2, 8, 10 गलत होगा जबकि 'M' कक्षा में 18 इलेक्ट्रॉन लाए जा सकता है।

(iii) दिए गए कोश में इलैक्ट्रॉन तब तक नहीं आयेंगे जब तक कि भीतरी कोश पूरी तरह भर नहीं जाते। इसके कोश क्रमानुसार भरते हैं।

कुछ अन्य उदाहरण –

(i) $_{19}K$ - 2, 8, 8, 1
(ii) $_{13}Al$ - 2, 8, 3
(iii) $_{9}F$ - 2, 7
(iv) $_{10}Ne$ - 2, 8
(v) $_{11}Na$ - 2, 8, 1

परमाणु मे उपस्थित आधारभूत कण

तत्व का नाम	चिन्ह	परमाणु संख्या	इलैक्ट्रॉन की संख्या	प्रोटॉन की संख्या	न्यूट्रान की संख्या	परमाणु द्रव्यमान	इलेक्ट्रॉन वितरण				संयोजकता
							K	L	M	N	
हाइड्रोजन	H	1	1	1	-	1	1	-	-	-	1+, -
हीलियम	He	2	2	2	2	4	2	-	-	-	0
लिथीयम	Li	3	3	3	4	7	2	1	-	-	1+
बेरीलियम	Be	4	4	4	5	9	2	2	-	-	2+
बोरॉन	B	5	5	5	6	11	2	3	-	-	3+
कार्बन	C	6	6	6	6	12	2	4	-	-	4+
नाइट्रोजन	N	7	7	7	7	14	2	5	-	-	3-
ऑक्सीजन	O	8	8	8	8	16	2	6	-	-	2-
फ्लोरीन	F	9	9	9	10	19	2	7	-	-	1-
नियॉन	Ne	10	10	10	10	20	2	8	-	-	0
साडियम	Na	11	11	11	12	23	2	8	1	-	1+
मैग्नीशियम	Mg	12	12	12	12	24	2	8	2	-	2+
एल्यूमीनियम	Al	13	13	13	14	27	2	8	3	-	3+
सिलीकॉन	Si	14	14	14	14	28	2	8	4	-	4
फास्फोरस	P	15	15	15	16	31	2	8	5	-	3-
सल्फर	S	16	16	16	16	32	2	8	6	-	2-
क्लोरीन	Cl	17	17	17	18	35.5	2	8	7	-	1-
ऑर्गन	Ar	18	18	18	22	40	2	8	8	-	0
पोटैशियम	K	19	19	19	20	39	2	8	8	1	1+
केल्सीयम	Ca	20	20	20	20	40	2	8	8	2	2+

संयोजकता कोश और संयोजकता इलेक्ट्रॉन

- बोर बरी नियम के अनुसार हमें ज्ञात है कि किसी भी परमाणु के अंतिम कोश में अधिकतम '8' इलेक्ट्रॉन भरे जा सकते हैं।
- हर तत्व अपने बाहरी कोश में 8 इलेक्ट्रॉन भरने के लिए, इलेक्ट्रॉन को अपने में से मुक्त या अन्य तत्वों में से इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करते हैं।
- 8 इलेक्ट्रॉन अपने अंतिम कोश में रखने हेतु जो भी इलेक्ट्रॉन कोई तत्व लेता या देता है, इलेक्ट्रान की इस संख्या को, जो लेने देने में उपयोग होती है, उसे संयोजक
- बाहरी कोश के इलेक्ट्रॉनों को संयोजकता इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

उदाहरण –

क्र.सं.	तत्व	इलेक्ट्रॉन का वितरण	संयोजकता	संयोजकता इलैक्ट्रॉन
1.	$_{6}C$	2, 4	4	4
2.	$_{7}N$	2, 5	3	5
3.	$_{8}O$	2, 6	2	6
4.	$_{9}F$	2, 7	1	7
5.	$_{10}Ne$	2, 8	0	8
6.	$_{11}Na$	2, 8, 1	1	1
7.	$_{12}Mg$	2, 8, 2	2	2
8.	$_{20}Ca$	2, 8, 8, 2	2	2

- हल्के तत्व जैसे 'H', 'He', अपने अंतिम कोश में क्रमशः 1 और 2 इलेक्ट्रॉन भरते हैं।

क्र.सं.	तत्व	इलेक्ट्रॉन का वितरण	संयोजकता
1.	$_{1}H$	1	1
2.	$_{2}He$	2	0

- Li, Be और B जैसे तत्व अपने बाहरी कोश के इलैक्ट्रॉनों को गँवा सकते हैं। उनकी संयोजकता इससे ही निर्धारित होती है।

क्र.सं.	तत्व	इलेक्ट्रॉन का वितरण	संयोजकता
1.	$_{3}Li$	2, 1	1
2.	$_{4}Be$	2, 2	2
3.	$_{5}B$	2, 3	3

समस्थानिक–एक ही तत्व के ऐसे परमाणु जिनके परमाणु संख्या बराबर हो पर द्रव्यमान संख्या भिन्न हों। ऐसे परमाणु समस्थानिक कहलाए जाते हैं।

उदाहरण– : हाइट्रोजन के तीन समस्थानिक $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$ हैं।

क्लोरीन के दो समस्थानिक होते हैं जिनकी द्रव्यमान संख्या '35' और '37' होती है।

$$^{35}_{17}Cl \text{ तथा } ^{37}_{17}Cl$$

उपयोग–

(i) यूरेनियम समस्थानिक का उपयोग परमाणु संयत्र में ईंधन के तौर पर किया जाता है।

(ii) कोबाल्ट का समस्थानिक कैंसर के उपचार में उपयोग किया जाता है।

(iii) आयोडीन के समस्थानिक का उपयोग घेघा के उपचार में किया जाता है।

(iv) C-14 (कार्बन–14) का उपयोग कार्बन डेटिंग में किया जाताहै।

औसत द्रव्यमान संख्या :

- तत्वों के समस्थानिको का औसत द्रव्यमान है।
- क्लोरीन मे 75% Cl^{35} तथा 25% Cl^{37} उपस्थित होता है।
- क्लोरीन की औसत द्रव्यमान संख्या = 75% of Cl^{35} + 25% of Cl^{37}

$$= \frac{75}{100} \times 35 + \frac{25}{100} \times 37$$

$$= \frac{3 \times 35}{4} + \frac{1 \times 37}{4} = \frac{105}{4} + \frac{37}{4}$$

$$= \frac{1}{4}(105 + 37)$$

$$= \frac{1}{4} \times 142 = 35.5u$$

समभारिक–अलग–अलग तत्वों के ऐसे परमाणु जिनकी द्रव्यमान संख्याएँ एक जैसी हों परन्तु परमाणु संख्या भिन्न हो, समभारिक कहलाए जाते हैं।

उदाहरण– $^{40}_{20}Ca$ और $^{40}_{18}Ar$ में द्रव्यमान संख्या समान है और परमाणु संख्या अलग–अलग।

समभारिक का एक अन्य उदाहरण $^{24}_{11}Na$ और $^{24}_{12}Mg$ है।