PROTEENS ACADEMY

अध्याय 8 : एक यात्रा — परमाणु के भीतर

कक्षा 9 विज्ञान (अन्वेषण) | टॉपर शॉर्ट रिविज़न नोट्स

सजीव और निर्जीव सभी द्रव्य **परमाणुओं** से बने हैं। परमाणु इतने सूक्ष्म हैं कि नग्न आँखों से नहीं दिखते। इस अध्याय में देखेंगे कि परमाणु की अवधारणा कैसे बनी, मॉडल कैसे बदले और परमाणु की संरचना क्या है।

8.1 परमाणु सिद्धांत की उत्पत्ति

परिभाषा

परमाणु (Atom) — द्रव्य के वे सूक्ष्म कण जिन्हें और विभाजित नहीं किया जा सकता (उस समय की मान्यता)।

- **आचार्य कणाद (भारत, वैशेषिक सूत्र)** — पदार्थ को बाँटते जाएँ तो ऐसे सूक्ष्म कण मिलेंगे जो और नहीं बँट सकते; इन्हें **परमाणु** कहा। परमाणु मिलकर **द्वय** (2 परमाणु) और **त्रय** (3 परमाणु) बनाते हैं।
- **लियूसीपस व डेमोक्रिटस (ग्रीस)** — अविभाज्य कणों को **एटोमॉस (atomos)** कहा; ग्रीक में अर्थ = अविभाज्य।
- परमाणु की अवधारणा **काल्पनिक विचार** से उत्पन्न हुई, प्रयोगों से नहीं।
- **जॉन डाल्टन (1808)** — पहला **वैज्ञानिक** परमाणु सिद्धांत: सभी द्रव्य अविभाज्य सूक्ष्म कणों (परमाणुओं) से बने हैं। यही परमाणु संरचना की आधुनिक समझ का आरंभिक बिंदु बना।

8.2 परमाणु मॉडलों की ऐतिहासिक यात्रा

- 19वीं सदी के अंत तक परमाणु को सबसे छोटी अविभाज्य इकाई माना गया।
- कुछ तत्व अदृश्य ऊर्जा व कण उत्सर्जित करते हैं, जिसे **विकिरण** कहते हैं; यह परिघटना **रेडियोधर्मिता (Radioactivity)** है।
- निष्कर्ष: परमाणु और भी सूक्ष्म कणों से बना है, **अविभाज्य नहीं** है।
- **टिप्पणी:** परमाणुओं का कोई रंग नहीं होता; चित्रों के रंग केवल चित्रण के लिए हैं।

इलेक्ट्रॉन की खोज — जे. जे. टॉमसन (1897)

- कैथोड किरण नलिका में अति निम्न दाब पर गैस में उच्च वोल्टता से धारा प्रवाहित की।
- किरणें **कैथोड (−) से ऐनोड (+)** की ओर चलीं = **कैथोड किरणें** ।
- ये **ऋणावेशित कणों** की धाराएँ हैं, जिनका द्रव्यमान परमाणु से बहुत कम है = **इलेक्ट्रॉन** ।
- किरणों की प्रकृति कैथोड के पदार्थ व गैस पर निर्भर नहीं करती ⇒ इलेक्ट्रॉन **सभी परमाणुओं के मूल घटक** हैं।
- इलेक्ट्रॉन का आवेश = -1.602×10^{-19} C, सुविधा हेतु **−1** लिया जाता है।
- इलेक्ट्रॉन पहचाना गया पहला **अवपरमाणुक कण** है।

चित्र 8.1 — कैथोड किरण नलिका

बनाएँ: काँच की नलिका, भीतर कैथोड (−) व ऐनोड (+), उच्च वोल्टता शक्ति आपूर्ति, निर्वात पंप, कैथोड से ऐनोड की ओर तीर।

8.2.1 टॉमसन का परमाणु मॉडल

मॉडल

परमाणु **धनात्मक आवेश का एक गोला** है जिसमें **इलेक्ट्रॉन समान रूप से वितरित (धँसे)** हैं। इसे **प्लम पुडिंग मॉडल** कहा गया।

उदाहरण तरबूज — लाल गूदा = धनावेश, बीज = इलेक्ट्रॉन।

- परमाणु **उदासीन** है ⇒ धनावेश और ऋणावेश बराबर।
- पहला सार्थक प्रयास — परमाणु में धनावेश व ऋणावेश का संतुलन समझाने का।

चित्र 8.2 — टॉमसन मॉडल

बनाएँ: बड़ा गोला (धनात्मक गोला), उसमें बिखरे छोटे वृत्त (इलेक्ट्रॉन −)। नामांकन: इलेक्ट्रॉन, धनात्मक गोला।

8.2.2 टॉमसन मॉडल का परीक्षण — स्वर्ण पर्णिका प्रयोग (α-किरण प्रकीर्णन)

- **1911** — गाइगर व मार्सडेन ने (रदरफोर्ड के निर्देशन में) **पतली स्वर्ण पर्णिका (gold foil)** पर **α-कणों** की बौछार की।
- **α-कण** = धनावेशित कण (हीलियम नाभिक: 2 प्रोटॉन + 2 न्यूट्रॉन)।
- **अपेक्षा:** α-कण पर्णिका के आर-पार चले जाएँगे या बहुत कम विक्षेपित होंगे।

प्रेक्षण	अर्थ
अधिकांश α-कण सीधे निकल गए	परमाणु का अधिकांश भाग **रिक्त**
कुछ α-कण बड़े कोणों पर विक्षेपित हुए	धनावेश एक सूक्ष्म क्षेत्र में केंद्रित (प्रतिकर्षण)
बहुत कम α-कण वापस लौट आए	नाभिक **सघन** व धनावेशित

- सीधे मार्ग से विक्षेपण = **प्रकीर्णन (Scattering)**, इसलिए इसे **α-किरण प्रकीर्णन प्रयोग** भी कहते हैं।
- **टॉमसन का मॉडल इन परिणामों की व्याख्या करने में विफल रहा।**

चित्र 8.4 — स्वर्ण पर्णिका प्रयोग

बनाएँ: α-कणों का समानांतर पुंज, बीच में पतली स्वर्ण पर्णिका (परमाणु पंक्तियाँ, केंद्र में बिंदु), अधिकांश तीर सीधे, कुछ मुड़े हुए, एक वापस लौटता हुआ।

क. रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल (1911) — ग्रहीय / नाभिकीय मॉडल

नाभिक (Nucleus)
परमाणु का अति सूक्ष्म, सघन, धनावेशित केंद्रीय भाग, जिसमें संपूर्ण धनावेश और अधिकांश द्रव्यमान होता है।

- परमाणु का **अधिकांश भाग रिक्त** है (इसीलिए अधिकतर α-कण सीधे निकल गए)।
- **नाभिक सघन** है — संपूर्ण धनावेश व अधिकांश द्रव्यमान यहीं।
- **इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर घूमते** हैं, जैसे ग्रह सूर्य की परिक्रमा करते हैं, इसीलिए **ग्रहीय मॉडल**।
- नाभिक परमाणु से लगभग **10^5 (एक लाख) गुना छोटा**। परमाणु का व्यास ≈ **10^{-10} m**, नाभिक का व्यास ≈ **10^{-15} m**।

उदाहरण परमाणु = क्रिकेट मैदान (~100 m) हो तो नाभिक = बीच में काली मिर्च का दाना।

चित्र 8.5 — ग्रहीय मॉडल
बनाएँ: बीच में काला नाभिक, चारों ओर अंडाकार/वृत्ताकार कक्षाएँ, उन पर छोटे इलेक्ट्रॉन।

ख. रदरफोर्ड मॉडल की सीमाएँ

- यह परमाणु का **स्थायित्व** नहीं समझा सका।
- वृत्तीय गति में दिशा बदलती है ⇒ इलेक्ट्रॉन **त्वरित** ⇒ **ऊर्जा का ह्रास** ⇒ सर्पिल पथ में नाभिक में गिरना चाहिए ⇒ परमाणु नष्ट हो जाता।
- परंतु वास्तव में परमाणु **स्थायी** हैं।

चित्र 8.6
बनाएँ: नाभिक के चारों ओर भीतर की ओर सिकुड़ता सर्पिल पथ, तीर सहित।

ग. प्रोटॉन की खोज

- रदरफोर्ड ने दर्शाया कि नाभिक में **प्रोटॉन** (धनावेशित कण) होते हैं, जिनके कारण नाभिक पर धनावेश होता है।
- प्रोटॉन का भार इलेक्ट्रॉन से बहुत अधिक; आवेश इलेक्ट्रॉन के बराबर पर **विपरीत (+1)**।
- परमाणु विद्युत उदासीन ⇒ **प्रोटॉन की संख्या = इलेक्ट्रॉन की संख्या**।

उदाहरण हीलियम: $2p + 2e^-$ | सोडियम: $11p + 11e^-$

8.2.3 बोर का परमाणु मॉडल (नील्स बोर, 1913)

मॉडल
इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर **निश्चित वृत्ताकार पथों** में गति करते हैं, जिन्हें **स्थायी कक्षाएँ / कोश (Shell) / ऊर्जा स्तर** कहते हैं।

- कोशों के नाम **K, L, M, N...** या **n = 1, 2, 3, 4...**
- इलेक्ट्रॉन केवल इन्हीं कोशों में रह सकते हैं, **कोशों के बीच में नहीं**।
- निश्चित कोश में गति करते हुए इलेक्ट्रॉन **ऊर्जा का क्षय नहीं** करता (यही स्थायित्व का कारण)।
- **K-कोश** (n=1) नाभिक के निकटतम व **सबसे कम ऊर्जा**; नाभिक से जितना दूर, ऊर्जा उतनी अधिक (K < L < M < N)।
- दो कोशों की **ऊर्जा के अंतर के बराबर** ऊर्जा अवशोषित/उत्सर्जित कर इलेक्ट्रॉन एक कोश से दूसरे में जा सकता है।
- प्रत्येक कोश में इलेक्ट्रॉनों की **निश्चित संख्या** ही हो सकती है।
- बाद में बोर मॉडल की भी सीमाएँ मिलीं ⇒ **क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल** (उच्च कक्षाओं में)।

चित्र 8.7 — ऊर्जा स्तर
बनाएँ: केंद्र में नाभिक, चार संकेंद्री वृत्त। नामांकन: K (n=1), L (n=2), M (n=3), N (n=4), नाभिक।

8.3 परमाणु के द्रव्यमान में योगदान — न्यूट्रॉन

- परमाणु का अधिकांश द्रव्यमान **नाभिक** में; इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान **नगण्य** (गणना में उपेक्षित)।
- **समस्या:** H में 1 प्रोटॉन, He में 2 प्रोटॉन; फिर भी He का द्रव्यमान H से **4 गुना** (2 गुना नहीं) ⇒ नाभिक में प्रोटॉन के अलावा भी कोई कण।
- **न्यूट्रॉन की खोज — जेम्स चैडविक (1932)** (रदरफोर्ड के छात्र)।

न्यूट्रॉन (n)
नाभिक का **उदासीन** कण; द्रव्यमान ≈ प्रोटॉन के बराबर, **आवेश शून्य**। हाइड्रोजन (^1_1H) को छोड़कर **सभी परमाणुओं** में पाया जाता है।

परमाणु का द्रव्यमान मुख्यतः प्रोटॉन + न्यूट्रॉन के कारण।

अवपरमाणुक कण	प्रतीक	आपेक्षिक आवेश	स्थान
इलेक्ट्रॉन	e^-	−1	नाभिक के बाहर (कोशों में)
प्रोटॉन	p^+	+1	नाभिक में
न्यूट्रॉन	n^0	0	नाभिक में

VVI

- हल्के परमाणुओं में प्रोटॉन ≈ न्यूट्रॉन (C: 6p, 6n; O: 8p, 8n)।
- भारी परमाणुओं में न्यूट्रॉन > प्रोटॉन (Fe: 26p, 30n; U: 92p, 146n)।
- **क्यों?** नाभिक में समान आवेशित प्रोटॉन एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं। न्यूट्रॉन प्रोटॉनों के बीच दूरी बढ़ाकर प्रतिकर्षण घटाते हैं और कणों को बाँधने वाले **नाभिकीय बल** को प्रबल करते हैं।

8.4 तत्वों के प्रतीक

- **डाल्टन (1803)** — पहले **चित्रात्मक प्रतीक** बनाए।
- **बर्जेलियस (1813)** — प्रतीक तत्वों के **लैटिन नामों** से लिए जाएँ; इससे अक्षरों वाले प्रतीक शुरू हुए।
- **IUPAC** (अंतर्राष्ट्रीय शुद्ध एवं अनुप्रयुक्त रसायन संघ) तत्वों के नाम व प्रतीकों को मान्यता देता है।

IUPAC के नियम

- प्रतीक = नाम का **पहला अक्षर** या **पहले दो अक्षर** (H, He)।
- पहला अक्षर **बड़ा (Capital)**, दूसरा **छोटा (small)** — Al (AL नहीं), Co (CO नहीं)।
- कुछ प्रतीक पहले/दूसरे अक्षर के बजाय **अन्य अक्षर** से — Cl, Zn।
- कुछ प्रतीक **लैटिन, ग्रीक या जर्मन नाम** से: **Fe** (ferrum, लैटिन), **Hg** (hydrargyros, ग्रीक), **W** (wolfram, जर्मन)।

प्रतीक **अंतर्राष्ट्रीय स्तर पर मान्य** हैं, इसलिए भाषा की बाधा के बिना संवाद आसान होता है।

तालिका 8.2 — कुछ सामान्य तत्वों के नाम और प्रतीक

तत्व	प्रतीक	तत्व	प्रतीक	तत्व	प्रतीक
ऐलुमिनियम	Al	कॉपर (Cuprum)	Cu	नाइट्रोजन	N
आर्गन	Ar	फ्लुओरीन	F	ऑक्सीजन	O
बेरियम	Ba	गोल्ड (Aurum)	Au	पोटैशियम (Kalium)	K
बोरॉन	B	हाइड्रोजन	H	सिलिकॉन	Si
ब्रोमीन	Br	आयोडीन	I	सिल्वर (Argentum)	Ag
कैल्सियम	Ca	आयरन (Ferrum)	Fe	सोडियम (Natrium)	Na
कार्बन	C	लेड (Plumbum)	Pb	सल्फर	S
क्लोरीन	Cl	मैग्नीशियम	Mg	यूरेनियम	U
कोबाल्ट	Co	निऑन	Ne	जिंक	Zn

8.5 परमाणु क्रमांक (Atomic Number)

परिभाषा

किसी तत्व के परमाणु के **नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या** को **परमाणु क्रमांक** कहते हैं। इसे **Z** से दर्शाते हैं।

उदासीन परमाणु में: Z = प्रोटॉन = इलेक्ट्रॉन

उदाहरण H: 1p, $1e^-$ ⇒ Z = 1 | He: 2p, $2e^-$ ⇒ Z = 2

VVI परमाणु क्रमांक तत्व की **विशिष्ट पहचान** और रासायनिक व्यवहार तय करता है। भिन्न Z = भिन्न तत्व।

8.6 द्रव्यमान संख्या (Mass Number)

परिभाषा

परमाणु के नाभिक में उपस्थित **प्रोटॉनों व न्यूट्रॉनों की कुल संख्या** = **द्रव्यमान संख्या (A)**। प्रोटॉन व न्यूट्रॉन को **न्यूक्लिऑन** कहते हैं।

A = p + n ⇒ n = A − Z

तत्व	प्रोटॉन (p)	न्यूट्रॉन (n)	द्रव्यमान संख्या (A)
हाइड्रोजन	1	0	1
हीलियम	2	2	4
लीथियम	3	4	7

मानक संकेतन ${}^{A}_{Z}X$ (A = द्रव्यमान संख्या, Z = परमाणु क्रमांक, X = तत्व का प्रतीक)
उदाहरण: कार्बन ⇒ ${}^{12}_{6}C$ (A = 12, Z = 6, न्यूट्रॉन = 12 − 6 = 6)

VVI इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान लगभग नगण्य है, इसलिए गणना में उपेक्षित; A में केवल p और n गिने जाते हैं।

8.7 ऊर्जा स्तरों में इलेक्ट्रॉनों का वितरण

बोर-बरी नियम

- किसी कोश में अधिकतम इलेक्ट्रॉन = $2n^2$ (n = कोश संख्या)।
  K (n=1) → 2 | L (n=2) → 8 | M (n=3) → 18
- **बाह्यतम कोश** में अधिकतम **8** इलेक्ट्रॉन (प्रथम कोश में अधिकतम 2)।
- इलेक्ट्रॉन **क्रमबद्ध** भरते हैं: नाभिक के निकटतम K से बाहर की ओर K, L, M, N... । L तब भरेगा जब K पूर्ण भर जाए।

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

विभिन्न कोशों में इलेक्ट्रॉनों के वितरण को परमाणु का **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास** कहते हैं।

तालिका 8.4 — प्रथम अठारह तत्व

तत्व	प्रतीक	परमाणु क्रमांक	p	n	e^-	इलेक्ट्रॉन वितरण			संयोजक इलेक्ट्रॉन	संयोजकता
						K	L	M		
हाइड्रोजन	H	1	1	0	1	1	-	-	1	1
हीलियम	He	2	2	2	2	2	-	-	2	0
लीथियम	Li	3	3	4	3	2	1	-	1	1
बेरिलियम	Be	4	4	5	4	2	2	-	2	2
बोरॉन	B	5	5	6	5	2	3	-	3	3
कार्बन	C	6	6	6	6	2	4	-	4	4
नाइट्रोजन	N	7	7	7	7	2	5	-	5	3
ऑक्सीजन	O	8	8	8	8	2	6	-	6	2
फ्लुओरीन	F	9	9	10	9	2	7	-	7	1
निऑन	Ne	10	10	10	10	2	8	-	8	0
सोडियम	Na	11	11	12	11	2	8	1	1	1
मैग्नीशियम	Mg	12	12	12	12	2	8	2	2	2
ऐलुमिनियम	Al	13	13	14	13	2	8	3	3	3
सिलिकॉन	Si	14	14	14	14	2	8	4	4	4
फॉस्फोरस	P	15	15	16	15	2	8	5	5	3
सल्फर	S	16	16	16	16	2	8	6	6	2
क्लोरीन	Cl	17	17	18	17	2	8	7	7	1
आर्गन	Ar	18	18	22	18	2	8	8	8	0

चित्र 8.11 — इलेक्ट्रॉनिक विन्यास का चित्र

बनाएँ: बीच में नाभिक (p, n लिखें), संकेंद्री वृत्त K, L, M और उन पर बिंदु (इलेक्ट्रॉन)। पहले K में 2, फिर L में 8, फिर M में।

8.8 परमाणु की संयोजन क्षमता — संयोजकता

संयोजकता (Valency)

किसी तत्व के एक परमाणु के साथ जुड़ सकने वाले **हाइड्रोजन अथवा क्लोरीन के परमाणुओं की संख्या** उसकी संयोजन क्षमता कहलाती है। (H व Cl की संयोजकता = 1)।
इलेक्ट्रॉनिक आधार पर: अष्टक पूर्ण करने के लिए परमाणु जितने इलेक्ट्रॉन **त्यागता, ग्रहण करता या साझा करता** है, वही उसकी संयोजकता है।

उदाहरण H_2O में O की संयोजकता 2 | NH_3 में N की 3 | $MgCl_2$ में Mg की 2

- **संयोजकता कोश (Valence shell)** — बाह्यतम कोश जिसमें इलेक्ट्रॉन हों।
- **संयोजकता इलेक्ट्रॉन** — बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन।
- **अष्टक (Octet)** — बाह्यतम कोश में 8 इलेक्ट्रॉन (हीलियम में 2)।

बाह्यतम कोश की स्थिति	परिणाम
अष्टक पूर्ण	कम अभिक्रियाशील, अधिक **स्थायी** (लगभग अनभिक्रिय) — जैसे He, Ne, Ar
अपूर्ण कोश	अधिक अभिक्रियाशील; अष्टक पूरा करने हेतु इलेक्ट्रॉन त्यागते / ग्रहण करते / साझा करते हैं
संयोजक इलेक्ट्रॉन 4 से कम	इलेक्ट्रॉन **त्यागता** है — Na (2,8,1): संयोजकता 1
संयोजक इलेक्ट्रॉन 4 से अधिक	इलेक्ट्रॉन **ग्रहण** करता है — O (2,6): 2 ग्रहण, संयोजकता 2
संयोजक इलेक्ट्रॉन = 4	न त्यागता, न ग्रहण; **साझा** करता है — C (2,4): संयोजकता 4

VVI — त्वरित नियम संयोजक e^- ≤ 4 ⇒ संयोजकता = संयोजक e^- की संख्या; संयोजक e^- > 4 ⇒ संयोजकता = 8 − संयोजक e^- ।

8.9 परमाणु संरचना का गहन अध्ययन

8.9.1 समस्थानिक (Isotopes)

- डाल्टन के अनुसार सभी परमाणु समान; बाद में पाया गया कि एक ही तत्व के परमाणुओं में न्यूट्रॉन भिन्न हो सकते हैं।

परिभाषा
समस्थानिक — एक ही तत्व के वे परमाणु जिनका **परमाणु क्रमांक समान** पर **द्रव्यमान संख्या भिन्न** होती है (प्रोटॉन समान, न्यूट्रॉन भिन्न)।

तत्व	समस्थानिक	p	n	e^-	नोट
हाइड्रोजन	प्रोटियम $^{1}_{1}H$	1	0	1	~99.98%
	ड्यूटीरियम $^{2}_{1}H$	1	1	1	~0.015%
	ट्राइटियम $^{3}_{1}H$	1	2	1	अल्प मात्रा
कार्बन	कार्बन-12 $^{12}_{6}C$	6	6	6	सर्वाधिक पाया जाता है
	कार्बन-13 $^{13}_{6}C$	6	7	6	
	कार्बन-14 $^{14}_{6}C$	6	8	6	

VVI
- समस्थानिकों के **रासायनिक गुण समान** (इलेक्ट्रॉन संख्या व विन्यास समान, संयोजक इलेक्ट्रॉन समान)।
- **भौतिक गुण भिन्न** (जैसे क्वथनांक, गलनांक) क्योंकि द्रव्यमान भिन्न।

चित्र 8.12 / 8.13
बनाएँ: प्रत्येक समस्थानिक के लिए नाभिक (p लाल, n हरे) और बाहर इलेक्ट्रॉन; नाम — प्रोटियम, ड्यूटीरियम, ट्राइटियम / कार्बन-12, 13, 14।

समस्थानिक	उपयोग
$^{235}_{92}U$ (यूरेनियम)	नाभिकीय संयंत्र में **ईंधन** — विद्युत उत्पादन
$^{60}_{27}Co$ (कोबाल्ट)	**कैंसर उपचार** (रेडियोथेरेपी)
$^{131}_{53}I$ (आयोडीन)	**घेंघा रोग** व थायरॉइड कैंसर का उपचार
$^{14}_{6}C$ (कार्बन)	जीवाश्मों व कलाकृतियों की **आयु ज्ञात** करना (पुरातत्व, भूविज्ञान)

क. औसत परमाणु द्रव्यमान

- द्रव्यमान का मात्रक = **u (एकीकृत परमाणु द्रव्यमान इकाई)**; पहले amu कहते थे। परमाणु इतने सूक्ष्म हैं कि kg बहुत बड़ा मात्रक है।
- क्लोरीन के दो समस्थानिक: ^{35}Cl (≈ 75%) और ^{37}Cl (≈ 25%), अनुपात 3 : 1।

साधारण औसत (सही नहीं)	भारित औसत (सही)
(35 + 37) ÷ 2 = **36 u** सापेक्ष मात्रा की उपेक्षा	35 × (75/100) + 37 × (25/100) = **35.5 u** प्राकृतिक प्रचुरता को ध्यान में रखकर

VVI
- **भारित औसत परमाणु द्रव्यमान** = Σ (समस्थानिक का द्रव्यमान × उसकी प्रतिशत प्रचुरता / 100)।
- 35.5 u किसी एक Cl परमाणु का द्रव्यमान नहीं है; यह सभी परमाणुओं का औसत है।

8.9.2 समभारिक (Isobars)

परिभाषा
समभारिक — भिन्न-भिन्न तत्वों के वे परमाणु जिनकी **द्रव्यमान संख्या समान** पर **परमाणु क्रमांक भिन्न** होता है।

उदाहरण कैल्सियम (Z = 20), पोटैशियम (Z = 19), आर्गन (Z = 18) — सबकी द्रव्यमान संख्या **40**; न्यूक्लिऑनों की कुल संख्या समान पर तत्व भिन्न।

आधार	समस्थानिक	समभारिक
परमाणु क्रमांक (Z)	समान	भिन्न
द्रव्यमान संख्या (A)	भिन्न	समान
तत्व	एक ही तत्व	भिन्न-भिन्न तत्व

आधुनिक विचार

- बोर का मॉडल भी पूर्णतः सही नहीं; इलेक्ट्रॉन किसी निश्चित पथ पर गति नहीं करते।
- आज माना जाता है कि इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर **'इलेक्ट्रॉन अभ्र' (Electron cloud)** के रूप में रहते हैं। हम केवल वे क्षेत्र बता सकते हैं जहाँ इलेक्ट्रॉन मिलने की **संभावना सर्वाधिक** है, यथार्थ स्थिति नहीं।

परमाणु मॉडलों का विकास — एक नज़र में

डाल्टन अविभाज्य कण → **टॉमसन** धन व ऋण आवेश → **रदरफोर्ड** नाभिकीय मॉडल → **बोर** ऊर्जा स्तर → **आधुनिक** क्वांटम यांत्रिकीय

मॉडल	मुख्य विचार	सीमा / कमी
डाल्टन (1808)	परमाणु अविभाज्य सूक्ष्म कण है	परमाणु अविभाज्य नहीं; अवपरमाणुक कण मिले
टॉमसन (1897)	धनावेशित गोले में धँसे इलेक्ट्रॉन (प्लम पुडिंग)	स्वर्ण पर्णिका प्रयोग के परिणाम नहीं समझा सका
रदरफोर्ड (1911)	सघन धनावेशित नाभिक, इलेक्ट्रॉन परिक्रमा करते हैं	परमाणु का स्थायित्व नहीं समझा सका
बोर (1913)	निश्चित ऊर्जा वाली स्थायी कक्षाएँ (कोश)	पूर्णतः सही नहीं; इलेक्ट्रॉन निश्चित पथ में नहीं

VVI / परीक्षा फोकस

पद	परिभाषा / सूत्र
परमाणु क्रमांक (Z)	नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या = उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या
द्रव्यमान संख्या (A)	प्रोटॉन + न्यूट्रॉन; **n = A − Z**
न्यूक्लिऑन	नाभिक के कण: प्रोटॉन व न्यूट्रॉन
कोश में अधिकतम e^-	$2n^2$ (K = 2, L = 8, M = 18); बाह्यतम कोश में अधिकतम 8
संयोजकता	अष्टक पूर्ण करने हेतु त्यागे / ग्रहण किए / साझा किए गए e^- की संख्या
अष्टक	बाह्यतम कोश में 8 e^- (He में 2) ⇒ स्थायी, अनभिक्रिय
समस्थानिक	समान Z, भिन्न A — रासायनिक गुण समान, भौतिक गुण भिन्न
समभारिक	भिन्न Z, समान A — भिन्न तत्व
भारित औसत परमाणु द्रव्यमान	Σ (समस्थानिक का द्रव्यमान × प्रचुरता %) ÷ 100 (Cl = 35.5 u)

याद रखें — खोज और खोजकर्ता

- **इलेक्ट्रॉन** — जे. जे. टॉमसन (1897) | **नाभिक व प्रोटॉन** — रदरफोर्ड | **न्यूट्रॉन** — जेम्स चैडविक (1932)
- स्वर्ण पर्णिका प्रयोग — गाइगर व मार्सडेन (रदरफोर्ड के निर्देशन में, 1911)
- कोश मॉडल — नील्स बोर (1913) | भारतीय परमाणु विचार — आचार्य कणाद
- तीन अवपरमाणुक कण: **इलेक्ट्रॉन (−1), प्रोटॉन (+1), न्यूट्रॉन (0)**

PROTEENS ACADEMY