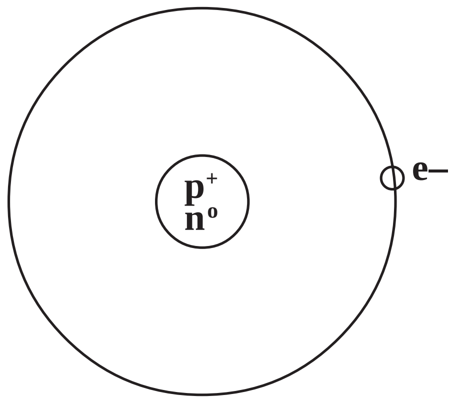
पाठ 3
परमाणु की संरचना

आइए सीखें

- अणु, परमाणु क्या है?
- महर्षि कणाद का परमाणु विज्ञान
- जॉन डॉल्टन का परमाणु सिद्धांत
- परमाणु का संघटन- इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की खोज
- रदरफोर्ड का प्रयोग, नील्सबोर का परमाणु मॉडल
- परमाणु संख्या, परमाणु भार व समस्थानिक
- संयोजकता, आयन, मूलक
- रासायनिक सूत्र

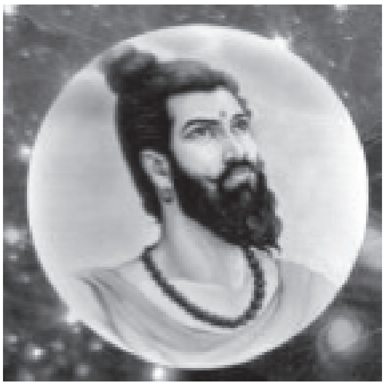


रवि को आज उसके दादाजी ने मिठाई लाने के लिए पैसे दिए। वह मिठाई की दुकान पर गया तो उसने हलवाई को बूंदी के लड्डू बनाते देखा। वह लड्डू बनते देख कुछ सोचने लगा, कैसे बहुत सारी बूंदी से मिलकर एक लड्डू बन जाता है। फिर वह मिठाई लेकर घर जाने लगा। रास्ते में एक मकान बनते देख वह रुक कर सोचने लगा एक-एक ईट जोड़कर कैसे मकान बन जाता है? अब उसके मन में प्रश्न उठा ये ईंट किससे बनी हैं? ये लड्डू बूंदी से बनते हैं लेकिन बूँदी किससे बनती हैं?

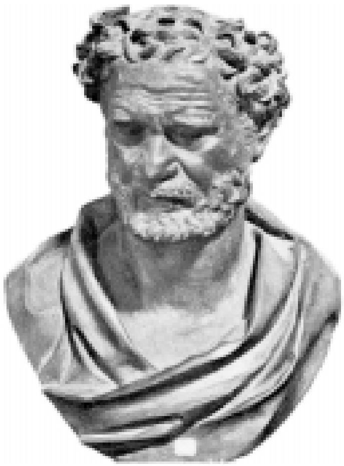
यह सब सोचते-सोचते जब वह स्कूल गया तो उसने कक्षा में विज्ञान शिक्षक से पूछा- हम अपने आसपास अनेक वस्तुएँ देखते हैं। ये सब किससे मिलकर बनती हैं?

शिक्षक ने कहा- बच्चों, हमारे आसपास जो अनगिनत वस्तुएँ हैं वे किससे मिलकर बनी हैं, यह जानने के लिए आइए ईट या कोयले को पीसकर देखते हैं। क्या मिलता है? बहुत छोटे-छोटे कण मिलते हैं। क्या आप जानते हैं कि यह एक छोटा कण भी असंख्य सूक्ष्म कणों से मिलकर बनता है। जिस प्रकार अँग्रेजी भाषा के शब्द एवं वाक्य अल्फाबेट्स (A से Z तक) से तथा संगीत की धुन सात सुर सा रे ग .... नि से बनती हैं, उसी प्रकार सभी पदार्थ बहुत छोटे-छोटे सूक्ष्म कणों से मिलकर बनते हैं। क्या आपने सोचा है कि, सबसे सूक्ष्मकण कैसा होगा? इसे क्या कहते हैं? यही सारे प्रश्न प्राचीनकाल से ही मनुष्य के लिए उत्सुकता का विषय रहे हैं।

महर्षि कणाद
(भारतीय दार्शनिक)
(वैदिक काल)



चित्र 3.1 : परमाणु के अस्तित्व एवं इसके बारे में विश्व को प्रथम जानकारी देने का श्रेय भारत वर्ष को जाता है। वैदिककाल के महर्षि कणाद जो कि महान दार्शनिक थे, ने प्रथम बार परमाणु सिद्धांत दुनिया के समक्ष रखा। उन्होंने यह अवधारणा भी दी कि परमाणु आपस में मिलकर अणु का निर्माण करते हैं। महर्षि कणाद की यह अवधारणा जॉन डॉल्टन, जिन्होंने परमाणु सिद्धांत के बारे में बताया, से भी लगभग 2500 वर्ष पुरानी है।



चित्र 3.2 : ग्रीक दार्शनिक डेमोक्रिट्स

हजारों वर्षों पूर्व **भारतीय महर्षि कणाद** ने सबसे पहले यह बताया था कि यदि हम पदार्थ को विभाजित करते जाएं तो हमें छोटे-छोटे कण प्राप्त होंगे और एक स्थिति ऐसी आएगी जब इसे और विभाजित नहीं किया जा सकेगा। इस प्रकार उन्होंने सूक्ष्म कणों की अवधारणा दी जिन्हें **परमाणु** नाम दिया गया। इसी प्रकार ग्रीक दार्शनिक डेमोक्रिट्स के भी यही विचार थे। उन्होंने पदार्थ के सूक्ष्म अविभाजित कण को परमाणु (Atom) कहा।

A = Can not
tom = cut
Atom = Can not + Cut = uncuttable

इस प्रकार पदार्थ परमाणुओं से मिलकर बना है तथा **''परमाणु पदार्थ की मूलभूत इकाई है।''**

क्या सभी पदार्थों के परमाणु एक समान होते हैं? इसे जानने के लिए आइए एक सरल प्रयोग करें। ताँबे के तार के कुछ टुकड़े एवं लोहे की कुछ कीलें लेकर उनके पास एक छड़ चुम्बक लाइए। आप देखेंगे कि लोहे की कीलें चुम्बक की ओर आकर्षित होती हैं किंतु तांबे के तार के टुकड़े नहीं। इससे स्पष्ट होता है कि अलग-अलग पदार्थों में अलग-अलग प्रकार के परमाणु होते हैं।

जब समान प्रकार के कई परमाणु आपस में मिलते हैं तो एक शुद्ध पदार्थ प्राप्त होता है जिसे तत्व कहते हैं। तत्वों के नाम और उनके संकेत आप पिछली कक्षा में पढ़ चुके हैं।

''एक ही प्रकार के परमाणुओं से मिलकर बने पदार्थ को तत्व कहते हैं।''
उदाहरण- चाँदी (Ag), सोना (Au), लोहा (Fe)

क्रियाकलाप-1 अपने शिक्षक के मार्गदर्शन में ऐसे तत्वों की सूची बनाइए जिन्हें आप दैनिक जीवन में उपयोग में लाते हैं, और उनके संकेत तथा उपयोग भी नीचे लिखी सारणी में लिखिए-

	तत्व का नाम	संकेत	दैनिक जीवन में उपयोग
1.	सोना	Au	आभूषण बनाने में
2.	----	----	-----------------
3.	----	----	-----------------
4.	----	----	-----------------
5.	----	----	-----------------
6.	----	----	-----------------

अब तक लगभग 115 तत्वों की खोज हो चुकी है, जिसमें 92 तत्व प्राकृतिक रूप से पाए जाते हैं। कृत्रिम रूप से भी तत्व बनाए जाते हैं।

अब बताइए

रिक्त स्थान की पूर्ति कीजिए-

(i) एक ही प्रकार के परमाणुओं से मिल कर बना पदार्थ .... कहलाता है।

(ii) पदार्थ की मूलभूत इकाई .... है।

(iii) चाँदी तत्व का संकेत .... तथा सोने का संकेत .... है।

अणु क्या है? अब हम ये जान चुके हैं कि परमाणु क्या है? लेकिन एक विशेष बात जानना भी आवश्यक है कि पदार्थ में परमाणु स्वतंत्र अवस्था में नहीं पाए जाते हैं। पदार्थ में केवल अणु स्वतंत्र अवस्था में उपस्थित रहता है। दो या दो से अधिक परमाणु आपस में जुड़कर अणु (Molecule) बनाते हैं।

अणु एक या अधिक परमाणुओं का समूह है जो स्वतंत्र अवस्था में रह सकता है उदाहरण- H_2 (हाइड्रोजन का अणु), HCl (हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का अणु) आदि।

अणु दो प्रकार से बनते हैं-

1. **समान तत्वों से-** ये समान प्रकार के परमाणुओं से मिलकर बनते हैं। जैसे- हाइड्रोजन का अणु (H_2) हाइड्रोजन के दो परमाणुओं से मिलकर बनता है।

H	+	H	$\rightarrow$	H_2
हाइड्रोजन परमाणु		हाइड्रोजन परमाणु		हाइड्रोजन अणु

2. **असमान तत्वों से-** ये असमान तत्वों के परमाणुओं से मिलकर बनते हैं। जैसे- एक हाइड्रोजन का परमाणु व एक क्लोरीन का परमाणु मिलकर हाइड्रोजन क्लोराइड (हाइड्रोक्लोरिक अम्ल) का एक अणु बनाते हैं।

H	+	Cl	$\rightarrow$	HCl
हाइड्रोजन का एक परमाणु	+	क्लोरीन का एक परमाणु	$\rightarrow$	हाइड्रोक्लोरिक अम्ल/हाइड्रोजन क्लोराइड का एक अणु

इसी प्रकार जल का अणु (H_2O)- दो हाइड्रोजन परमाणुओं एवं एक ऑक्सीजन परमाणु से मिलकर बनता है।

यौगिक के अणुओं के अन्य उदाहरण- NH_3 (अमोनिया का अणु), मीथेन (CH_4) का अणु आदि।

उपरोक्त उदाहरणों में आपने एक बात और देखी। कुछ अणु दो परमाणुओं से मिलकर बने हैं, कुछ अणु तीन परमाणु से और कुछ चार परमाणु से। इस प्रकार जिस अणु में-

1. **केवल एक परमाणु होता है, उसे एक परमाण्विक अणु कहते हैं।**

   उदाहरण- He (हीलियम), Ne (नियॉन)

2. **दो परमाणु वाले अणु द्विपरमाण्विक अणु कहलाते हैं।**

   उदाहरण- N_2 (नाइट्रोजन), NaCl (सोडियम क्लोराइड या साधारण नमक)

3. **तीन परमाणु वाले अणु त्रिपरमाण्विक अणु कहलाते हैं।**

   उदाहरण- H_2O (जल का अणु)

इसी प्रकार अमोनिया का अणु NH_3 **चतुर्थ परमाण्विक** होता है क्योंकि इसमें एक नाइट्रोजन एवं तीन हाइड्रोजन परमाणु होते हैं। इस तरह कुल चार परमाणु होते हैं।

अब बताइए

1. जोड़ी बनाइए-

अ	**ब**
H_2O	एक परमाण्विक
HCl	चतुर्थ परमाण्विक
NH_3	द्विपरमाण्विक
Ne	त्रिपरमाण्विक

2. एक परमाण्विक अणु के दो उदाहरण लिखिए।

चित्र 3.3 जॉन डॉल्टन (1766 से 1844)

जॉन डॉल्टन का परमाणु सिद्धांत- सन् 1808 में अँग्रेज वैज्ञानिक जॉन डॉल्टन ने अपना परमाणु सिद्धान्त प्रस्तुत किया। इस सिद्धांत के अनुसार-

1. प्रत्येक पदार्थ बहुत छोटे-छोटे कणों से मिलकर बनता है जिन्हें परमाणु (Atom) कहते हैं।
2. परमाणु अविभाज्य होता है।
3. एक ही तत्व के सभी परमाणु आकार, भार तथा अन्य गुणों में समान होते हैं किन्तु दूसरे तत्व के परमाणुओं से भिन्न होते हैं।
4. परमाणु को न तो नष्ट किया जा सकता है और न ही बनाया जा सकता है।
5. परमाणु सरल (पूर्णांक) अनुपात में संयुक्त होते हैं।

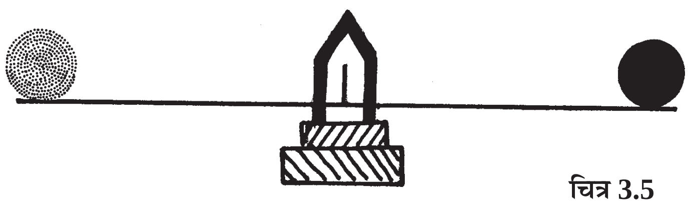
परमाणु का संघटन- जॉन डॉल्टन के परमाणु सिद्धांत की धारणा लगभग सौ वर्षों तक रसायन शास्त्र की प्रगति में सहायक हुई। काफी समय तक यह मान्यता रही कि परमाणु एक अविभाज्य कण है लेकिन बीसवीं शताब्दी के प्रारंभ में अनेक वैज्ञानिकों ने इस क्षेत्र में काम किया और प्रयोगों के आधार पर यह सिद्ध किया कि परमाणु विभाजित किया जा सकता है। यह विभिन्न प्रकार के अति सूक्ष्म कणों से मिलकर बना है, जिन्हें मूलकण कहते हैं। मुख्य रूप से ये तीन मूलकण हैं- इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन।

आइए इस तालिका से परमाणु के तीन मूलभूत कणों इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन और न्यूट्रॉन के बारे में जानकारी प्राप्त करें-

परमाणु के मूलभूत कण	प्रतीक	आवेश	खोजकर्ता वैज्ञानी का नाम	परमाणु में कहाँ पाया जाता है	द्रव्यमान ग्राम में
1. इलेक्ट्रॉन	e	–1 (इकाई ऋणावेश)	सर जे.जे. टॉम्सन (1897)	नाभिक के बाहर कक्षाओं में	9.1091×10^{-28} ग्राम
2. प्रोटॉन	ρ	+1 (इकाई धनावेश)	गोल्डस्टीन (1886)	नाभिक में	1.6725×10^{-24} ग्राम
3. न्यूट्रॉन	n	0 विद्युत उदासीन (कोई आवेश नहीं)	चैडविक (1932)	नाभिक में	1.6748×10^{-24} ग्राम

इलेक्ट्रॉन की खोज- इलेक्ट्रॉन बहुत हल्के ऋणावेशित कण हैं। इसकी खोज इंग्लिश वैज्ञानी सर जे.जे. टॉम्सन ने कैथोड किरणों में की। इलेक्ट्रॉन का भार हाइड्रोजन परमाणु के भार के लगभग $\frac{1}{1837}$ भाग होता है।

प्रोटॉन की खोज- प्रोटॉन अति सूक्ष्म धनावेशित कण हैं। इसकी खोज गोल्डस्टीन ने की। एक प्रोटॉन का भार लगभग 1800 इलेक्ट्रॉनों के भार के बराबर होता है। प्रोटॉन का भार हाइड्रोजन परमाणु के भार के लगभग बराबर होता है।



चित्र 3.5

1800 इलेक्ट्रॉन (भार की दृष्टि से तुलना) एक प्रोटॉन

क्या आप जानते हैं?

आधुनिक खोजों के आधार पर अब तक परमाणुओं में उपस्थित 35 से अधिक सूक्ष्म कणों का ज्ञान हो चुका है, जिनमें कुछ आवेशित व कुछ अनावेशित होते हैं।

परमाणु उदासीन होता है इसलिए किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉन (ऋण आवेश) तथा प्रोटॉन (धन आवेश) की संख्या बराबर होती है।

न्यूट्रॉन की खोज- न्यूट्रॉन विद्युत उदासीन कण है इसकी खोज इंग्लिश वैज्ञानी जेम्स चैडविक ने की थी। न्यूट्रॉन का भार लगभग एक प्रोटॉन के भार के बराबर होता है।

अणु व परमाणु में अंतर को समझें-

आइए अब अणु एवं परमाणु में अन्तर को समझें-

परमाणु (Atom)	अणु (Molecule)
1. यह किसी तत्व का वह सूक्ष्मतम कण है जो अधिकांशत: स्वतंत्र अवस्था में नहीं रह सकता।	1. यह पदार्थ का वह सूक्ष्मतम कण है जो स्वतंत्र अवस्था में रह सकता है।
2. परमाणु अविभाज्य होते हैं।	2. अणु को एक से अधिक परमाणुओं में विभाजित किया जा सकता है।
3. परमाणु इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन के बने होते हैं।	3. अणु, परमाणुओं के बने होते हैं।
4. उदाहरण- N (नाइट्रोजन का एक परमाणु)	4. उदाहरण- N_2 (नाइट्रोजन का एक अणु)

अब बताइए

1. अणु एवं परमाणु में कोई दो अंतर लिखिए।

2. **उचित शब्द से रिक्त स्थान भरें (न्यूट्रॉन, प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन, तीन, परमाणु)**

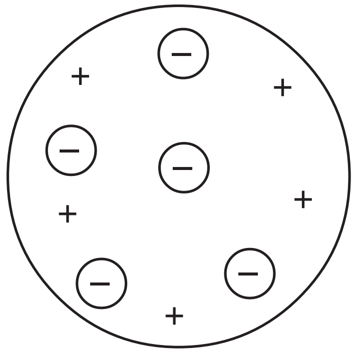
- मैं तत्व का सबसे छोटा कण हूँ जिसे .... कहते हैं। मैं स्वतंत्र अवस्था में नहीं रह सकता। मुझमें .... मूलभूत कण होते हैं। धनावेशित कण को .... कहते हैं तथा ऋणावेशित कण .... कहलाता है लेकिन .... पर कोई आवेश नहीं होता है।

परमाणु रचना मॉडल- मुख्य रूप से तीन आधुनिक विज्ञानियों ने परमाणु रचना मॉडल प्रस्तुत किए।

1. जे.जे. टॉमसन का परमाणु मॉडल
2. रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल
3. नील्स बोर का मॉडल

1. सर जे.जे. टॉम्सन का परमाणु मॉडल- सर जे.जे. टॉम्सन ने बताया कि परमाणु एक धनात्मक आवेश (प्रोटॉन) के गोले का बना हुआ है जिसमें कई जगह इलेक्ट्रॉन वितरित होते हैं। यह सिद्धांत शीघ्र ही अमान्य कर दिया गया।

चित्र 3.6 : सर जे.जे. टॉमसन (1856 - 1940)



चित्र 3.7 : जे.जे. टॉम्सन का परमाणु मॉडल

2. रदरफोर्ड का नाभिकीय मॉडल- ब्रिटेन के एक भौतिकी विज्ञानी रदरफोर्ड ने एक प्रयोग कर अपना नाभिकीय मॉडल प्रस्तुत किया।

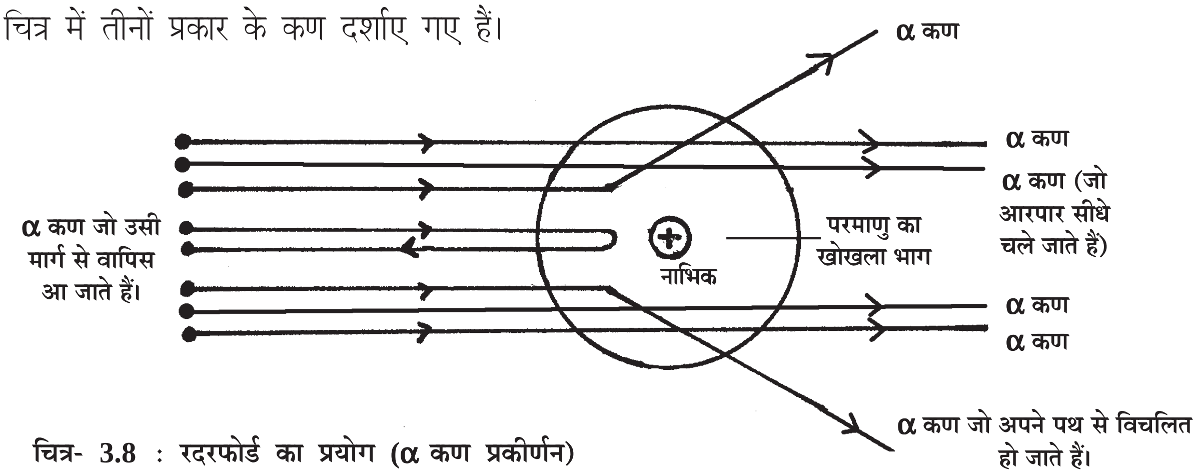
रदरफोर्ड का प्रयोग- रदरफोर्ड ने इस प्रयोग में सोने की पतली पन्नी पर (0.0004 से.मी.) पर अल्फा कणों (α-कण) से बौछार की।

> **क्या आप जानते हैं?** अल्फा कण कुछ रेडियोएक्टिव पदार्थों से उत्सर्जित होते हैं तथा इसमें दो प्रोटॉन के कारण दो इकाई धनावेश होता है।

जब अल्फा कण सोने की पतली पन्नी से टकराते हैं तो उन्होंने देखा-

1. अधिकांश α कण पन्नी के आरपार सीधे चले गए अर्थात अप्रभावित रहे।
2. कुछ कण अपने पथ से विचलित हो गए।
3. बहुत थोड़े से कण ऐसे भी थे जो पन्नी से टकराकर उसी मार्ग से वापस आ गए।

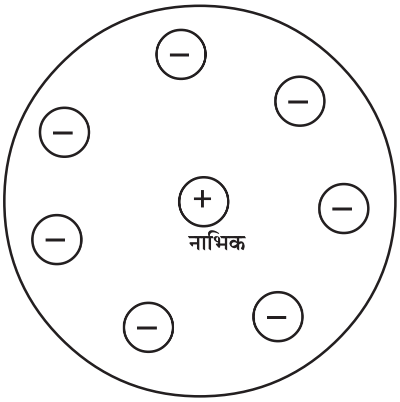
चित्र में तीनों प्रकार के कण दर्शाए गए हैं।



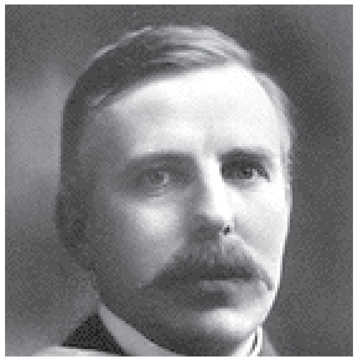
चित्र- 3.8 : रदरफोर्ड का प्रयोग (α कण प्रकीर्णन)

रदरफोर्ड प्रयोगों में जो देखा उसकी व्याख्या करने के लिए ये निष्कर्ष प्रस्तुत किए-

1. परमाणु का समस्त धन आवेश (प्रोटॉन) केंद्र में उपस्थित होता है जिसे **नाभिक (Nucleus)** कहते हैं। इस नाभिक का आयतन परमाणु की तुलना में बहुत कम होता है इसलिए परमाणु का अधिकांश भाग खोखला होता है। ऋणावेशित इलेक्ट्रॉन नाभिक के आसपास घूमते हैं। (जैसे सूर्य के आसपास ग्रह चक्कर लगाते हैं)
2. प्रयोग में अधिकांश α कण पन्नी के आरपार सीधे चले गए क्योंकि परमाणु का अधिकांश भाग खोखला है।
3. कुछ कण जो नाभिक के पास से गुजरे वे अपने पथ से विचलित हो गए क्योंकि नाभिक और α कणों दोनों पर धनावेश था, अर्थात समान आवेश था।



चित्र 3.9 : परमाणु का रदरफोर्ड मॉडल



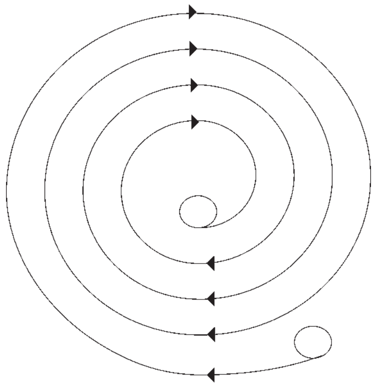
चित्र 3.10 अर्नेस्ट रदरफोर्ड (1871-1937)

4. जो अल्फा कण नाभिक से सीधे टकराए वे नाभिक के द्रव्यमान एवं अत्यधिक प्रतिकर्षण के कारण उसी मार्ग से वापस आ जाते हैं। (धनावेश जब धनावेश के पास आता है प्रतिकर्षण होता है क्योंकि आप जानते हैं समान आवेश एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं जबकि विपरीत आवेश एक-दूसरे को आकर्षित करते हैं।)

अपने इन अवलोकनों एवं निष्कर्षों के आधार पर रदरफोर्ड ने परमाणु का एक नाभिकीय मॉडल दिया जिसे चित्र में दर्शाया गया है।

रदरफोर्ड परमाणु मॉडल की असफलता

विभिन्न वैज्ञानिकों ने रदरफोर्ड के परमाण्विक मॉडल की आलोचना की। उन्होंने दर्शाया कि इस प्रकार का मॉडल स्थाई नहीं हो सकता क्योंकि इलेक्ट्रॉनों के लगातार घूमने के कारण ऊर्जा में लगातार कमी होती जाएगी और अंत में इलेक्ट्रॉन केंद्रक (नाभिक) में गिर जाऐंगे।



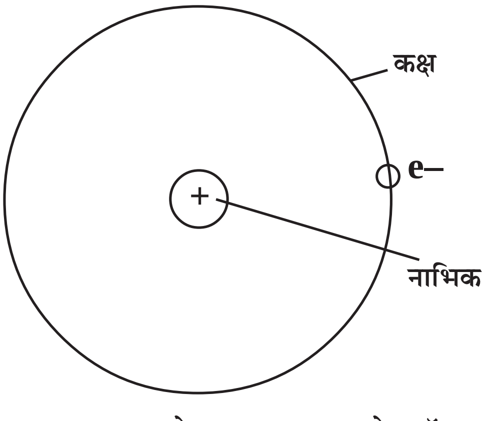
चित्र 3.11 : घूमते हुए इलेक्ट्रॉन द्वारा ऊर्जा का लगातार उत्सर्जन (रदरफोर्ड परमाणु मॉडल का दोष)

3. नील्स बोर का परमाणु मॉडल- रदरफोर्ड के मॉडल को नील्स बोर ने संशोधित किया। बोर के अनुसार परमाणु के दो भाग होते हैं-

(1) नाभिक- जिसमें परमाणु का समस्त द्रव्यमान तथा धनावेश उपस्थित होता है।

(2) बाह्य कक्षाएँ- इसमें इलेक्ट्रॉन निश्चित ऊर्जा वाले कक्षा में उपस्थित होते हैं और नाभिक के चारों ओर बिना ऊर्जा खोए परिक्रमा करते रहते हैं। ये इलेक्ट्रॉन उन कक्षों को तब तक नहीं छोड़ते जब तक कि इन कक्षाओं से अधिक ऊर्जा इन्हें किसी बाह्य स्त्रोत से प्राप्त नहीं हो जाती।

वर्तमान में नील्स बोर मॉडल की मान्यता के आधार पर कण विज्ञान (Particle Science) का अध्ययन किया जा रहा है।



चित्र 3.12 : हाइड्रोजन परमाणु का बोर मॉडल

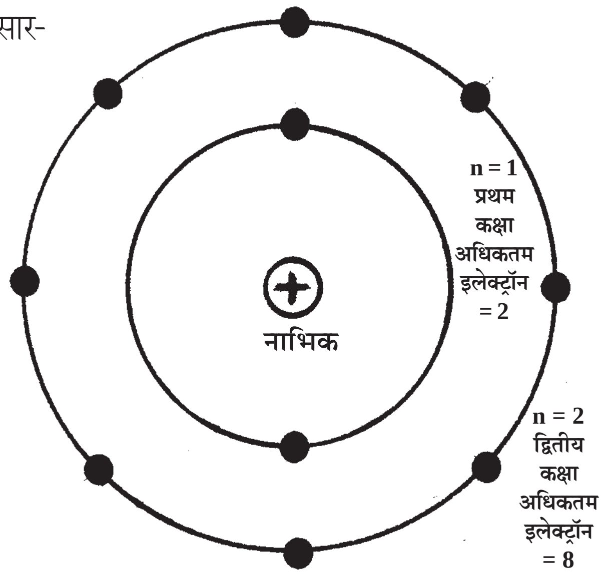
चित्र 3.13 : नील्स बोर (1885-1962)

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास- किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉनों का कक्षाओं में वितरण किस प्रकार होता है नील्स बोर ने इसके संबंध में नियम दिए। इसके अनुसार-

(I) किसी भी कक्षा में अधिकतम $2n^2$ इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं जहाँ n = कक्षा की संख्या है। (n = 1 (प्रथम कक्षा) n = 2 (द्वितीय कक्षा) चित्र 3.14 की सहायता से इसे समझाया गया है।

(II) जब कक्षा में अधिकतम इलेक्ट्रॉन हो जाते हैं तब इलेक्ट्रॉन नई कक्षा में प्रवेश करते हैं।

आगे की कक्षाओं में इन नियमों का विस्तृत अध्ययन करेंगे। आइए इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की जानकारी इस चित्र से प्राप्त करें।



चित्र 3.14 : परमाणु में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (विभिन्न कक्षाओं में इलेक्ट्रॉनों का वितरण)

बोर के अनुसार कक्षाओं में इलेक्ट्रॉनों का वितरण

कक्षा की संख्या (n)	**सूत्र $2n^2$ के अनुसार**	**अधिकतम इलेक्ट्रॉन**
प्रथम कक्षा $n = 1$	$2 \times 1^2 = 2 \times 1 = 2$	2
द्वितीय कक्षा $n = 2$	$2 \times 2^2 = 2 \times 4 = 8$	8
तृतीय कक्षा $n = 3$	$2 \times 3^2 = 2 \times 9 = 18$	18
चतुर्थ कक्षा $n = 4$	$2 \times 4^2 = 2 \times 16 = 32$	32

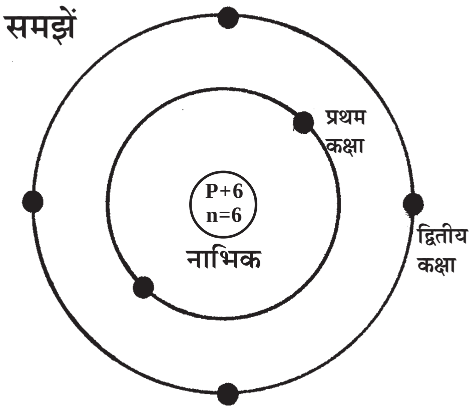
आइए कुछ तत्वों के परमाणुओं में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समझें

कार्बन में 6 इलेक्ट्रॉन होते हैं। बोर के नियम से

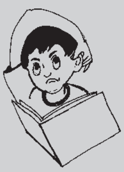
$n = 1$ (प्रथम कक्षा) में 2 इलेक्ट्रॉन

$n = 2$ (द्वितीय कक्षा) में 4 इलेक्ट्रॉन होंगे।

कार्बन में **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास** को चित्र 3.15 से समझा जा सकता है।



चित्र 3.15 कार्बन परमाणु की संरचना



क्रियाकलाप-2

उद्देश्य- कार्बन के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को दर्शाने वाला मॉडल बनाना।

आवश्यक सामग्री- थर्माकॉल शीट, लोहे के तार, रंग-बिरंगे मोती, लोहे की छोटी कीलें, स्केच पेन, गोंद या फेविकॉल आदि।

प्रक्रिया- थर्माकॉल शीट पर लोहे के तार से दो गोल घेरे छोटी कीलों पर बाँधकर बनाएँ। पहले घेरे में दो लाल मोती और दूसरे घेरे में चार लाल मोती पिरोकर घेरा पूरा बनाएँ। ये लाल मोती दोनों कक्षाओं में इलेक्ट्रॉन की संख्या को प्रदर्शित करते हैं। बीच में स्केच पेन से गोला खींचे और नाभिक बनाएँ। इस नाभिक में भी पीले रंग के 6 मोती तथा हरे रंग के 6 मोती चिपकाएँ। पीले मोती 6 प्रोटॉन को तथा 6 हरे मोती न्यूट्रॉन को प्रदर्शित करते हैं। कार्बन परमाणु का यह मॉडल इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को दर्शाता है। अब इसे आप अपनी कक्षा में लगाएँ और इसी प्रकार अन्य तत्वों के परमाणु के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के भी मॉडल बनाएँ।

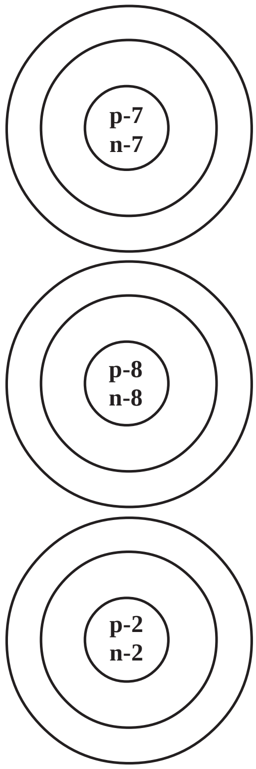
अब बताइए

निम्न परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में इलेक्ट्रॉनों का वितरण लाल मोती बनाकर चित्र में दर्शाइए।

(1) नाइट्रोजन परमाणु
(इलेक्ट्रॉन = 7)

(2) ऑक्सीजन परमाणु
(इलेक्ट्रॉन = 8)

(3) हीलियम परमाणु
(इलेक्ट्रॉन = 2)



चित्र 3.16

परमाणु संख्या या परमाणु क्रमांक (Atomic Number)

किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटान की संख्या उस तत्व की **परमाणु संख्या** अथवा परमाणु क्रमांक कहलाती है। इसे `Z' से प्रदर्शित करते हैं।

चूँकि परमाणु उदासीन होता है इसलिए किसी परमाणु में जितने प्रोटॉन (धनावेशित कण) होते हैं उतने ही इलेक्ट्रॉन (ऋणावेशित कण) होते हैं अर्थात

परमाणु संख्या (Z) = प्रोटॉन की संख्या = इलेक्ट्रॉन की संख्या

परमाणु भार या परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass)

किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की संख्या का योग **परमाणु भार** अथवा परमाणु द्रव्यमान कहलाता है। इसे `A' से प्रदर्शित करते हैं।

परमाणु भार (A) = प्रोटॉन की संख्या + न्यूट्रॉन की संख्या

इस प्रकार परमाणु संख्या एवं परमाणु भार ज्ञात होने पर किसी तत्व के परमाणु में इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन

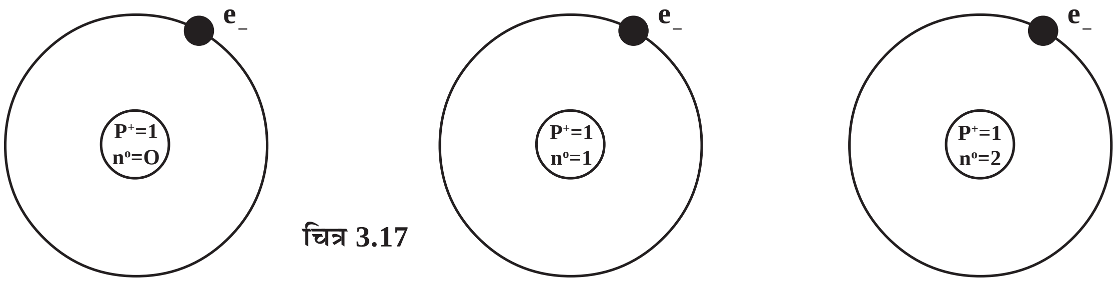
एवं न्यूट्रॉन की संख्या बताई जा सकती है। देखिए तालिका-

तत्व का नाम	संकेत	परमाणु संख्या (Z) (p/e)	परमाणु भार (A) (n+p)	प्रोटॉन $p^- = Z$	इलेक्ट्रॉन $e^- = Z$	न्यूट्रॉन की संख्या n = (A–Z)
हाइड्रोजन	H	1	1	1	1	(1 – 1) = 0
हीलियम	He	2	4	2	2	(4 – 2) = 2
लीथियम	Li	3	6	3	3	(6 – 3) = 3
बेरिलियम	Be	4	9	4	4	(9 – 4) = 5
बोरान	B	5	10	5	5	(10 – 5)= 5
कार्बन	C	6	12	6	6	(12 – 6) = 6
नाइट्रोजन	N	7	14	7	7	(14 – 7) = 7
ऑक्सीजन	O	8	16	8	8	(16 – 8) = 8

समस्थानिक (Isotopes)- एक ही तत्व के ऐसे परमाणु जिनकी परमाणु संख्या (Z) समान लेकिन परमाणु भार (A) अलग-अलग होते हैं, समस्थानिक कहलाते हैं। अर्थात् एक ही तत्व के कुछ परमाणुओं में यद्यपि प्रोटॉनों की संख्या तो दूसरे परमाणुओं को प्रोटानों की संख्या के समान होती है परन्तु उनके नाभिकों में न्यूट्रॉनों की संख्या दूसरे परमाणुओं के नाभिकों के न्यूट्रॉनों की संख्या के बराबर नहीं होती।

उदाहरण- हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक हैं-

समस्थानिक (हाइड्रोजन के)	परमाणु क्रमांक या (Z) परमाणु संख्या	परमाणु भार (A)	प्रोटॉन p^+	इलेक्ट्रॉन e_{-1}	न्यूट्रॉन n^O
प्रोटियम H^1	1	1	1	1	0
ड्यूटीरियम H^2	1	2	1	1	1
ट्राइटियम H^3	1	3	1	1	2



चित्र 3.17

प्रोटियम (Protium)   ड्यूटीरियम (Deuterium)   ट्राइटियम (Tritium)

हाइड्रोजन के समस्थानिक (ISOTOPES of HYDROGEN)

अब बताइए

1. किसी तत्व के परमाणु की परमाणु संख्या (Z) 20 है। इस तत्व में कितने प्रोटॉन एवं कितने इलेक्ट्रॉन होंगे?
2. किसी परमाणु में उपस्थित प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की संख्या के योग को क्या कहते हैं?
3. समस्थानिक की परिभाषा लिखिए।
4. ड्यूटीरियम (H^2) में कितने प्रोटॉन, न्यूट्रॉन एवं इलेक्ट्रॉन होते हैं।
5. नील्स बोर ने इलेक्ट्रॉनिक विन्यास दर्शाने के लिए किस सूत्र का प्रयोग किया?
6. रिक्त स्थान की पूर्ति कीजिए-
   (i) किसी परमाणु की प्रथम कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या .... होती है।
   (ii) समस्थानिकों के परमाणु क्रमांक समान लेकिन .... भिन्न होते हैं।
   (ii) हाइड्रोजन के .... समस्थानिक है।

आयनों का बनना- हम ये जानते हैं कि परमाणु उदासीन होता है क्योंकि इसमें धनावेशित कण (प्रोटॉन) एवं ऋणावेशित कण (इलेक्ट्रॉन) की संख्या बराबर होती है।

यदि इस विद्युत उदासीन परमाणु में एक और इलेक्ट्रॉन आ जाए तो इसमें एक इलेक्ट्रॉन की अधिकता हो जाती है, इसलिए वह ऋण आवेशित हो जाएगा।

दूसरी ओर यदि उदासीन परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन निकल जाए तो इलेक्ट्रॉनों की संख्या एक कम हो जाएगी और प्रोटॉन (धनआवेश) एक अधिक हो जाएगा इसलिए वह धनआवेशित हो जाएगा।

किसी परमाणु से इलेक्ट्रॉन के निकलने या जुड़ने से आवेशित कण प्राप्त होता है जिसे, आयन कहते हैं।

उदासीन परमाणु में प्रोटान (+) = इलेक्ट्रॉन (–)

परमाणु क्रमांक – इलेक्ट्रॉन (निकले हुए) = बढ़ने वाला धनआयन (प्रोटॉन)

परमाणु क्रमांक + इलेक्ट्रॉन (जुड़ने वाला) = ऋणआयन (बढ़ने वाला)

आइए एक उदाहरण से इसे समझते हैं -

(Na) सोडियम के परमाणु की परमाणु संख्या = 11

अर्थात इसमें प्रोटॉन (11) = इलेक्ट्रॉन (11)

यदि इसमें से एक इलेक्ट्रॉन निकल जाता है तब इलेक्ट्रॉन की संख्या 10 एवं प्रोटॉन की संख्या 11 हो जाती है अर्थात एक प्रोटॉन (धनआवेश) ज्यादा हो जाता है इसलिए सोडियम धन आयन बन जाता है।

$$Na \quad - \quad e^- \quad = \quad Na^+$$

(सोडियम उदासीन परमाणु) (सोडियम धन आयन)

$p^+ = 11$	$p^+ = 11$
$e^- = 11$	$e^- = 10$

इसी प्रकार ऋण आयन का बनना क्लोरीन के उदाहरण से समझा जा सकता है।

क्लोरीन (Cl) की परमाणु संख्या = 17

अर्थात इसमें प्रोटॉन (17) = इलेक्ट्रॉन (17)

यदि इसमें एक ओर इलेक्ट्रॉन आ जाए तब इलेक्ट्रॉन की संख्या 18 तथा प्रोटॉन की संख्या 17 हो जाती है अर्थात एक इलेक्ट्रॉन ज्यादा हो जाता है इसलिए क्लोरीन ऋणआयन बन जाता है।

$$Cl \quad + \quad e^- \quad = \quad Cl-$$

(क्लोरीन उदासीन परमाणु) (क्लोरीन ऋणआयन)

p+ = 17	$\rho^+ = 17$
$e^- = 17$	$e^- = 18$

अब बताइए

1. निम्न के लिए एक शब्द लिखिए-

1. किसी परमाणु में से एक इलेक्ट्रॉन निकल जाने पर क्या बनता है?
2. इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से कौन सा आयन बनता है?
3. Cl^- आयन में इलेक्ट्रॉन की संख्या कितनी होती हैं?
4. Na^+ आयन में इलेक्ट्रॉन की संख्या कितनी होती हैं?

2. रिक्त स्थान की पूर्ति कीजिए-

1. सोडियम परमाणु में 11 इलेक्ट्रॉन तथा .... प्रोटॉन होते हैं।
2. क्लोरीन ऋणआयन में (Cl^-) इलेक्ट्रॉन .... एवं प्रोटॉन 17 होते हैं।

संयोजकता (Valency)- हम जानते हैं कि परमाणु आपस में जुड़कर अणु बनाते हैं। प्रत्येक परमाणु की दूसरे परमाणु से जुड़ने (संयोजन) की क्षमता निश्चित होती है जिसे संयोजकता कहते हैं। संयोजकता को कई तरह से परिभाषित किया गया है। इसे हाइड्रोजन की संयोजकता द्वारा तुलनात्मक रूप से निम्न प्रकार से परिभाषित किया जा सकता है-

किसी भी तत्व की संयोजकता वह संख्या है जो यह दर्शाती है कि उस तत्व का एक परमाणु हाइड्रोजन के कितने परमाणुओं से संयोग करता है अथवा विस्थापित करता है।

उदाहरण -

(I) HCl में Cl की संयोजकता 1 है क्योंकि वह हाइड्रोजन के 1 परमाणु से संयोग करती है।

(II) H_2O (जल) में ऑक्सीजन की संयोजकता 2 है क्योंकि वह हाइड्रोजन के 2 परमाणुओं से संयोग करता है।

(iii) NH_3 में (अमोनिया में) नाइट्रोजन की संयोजकता 3 है क्योंकि वह हाइड्रोजन के 3 परमाणुओं से संयोग करती हैं।

तालिका - कुछ तत्वों की संयोजकता

तत्व का नाम	संकेत	संयोजकता
हाइड्रोजन	H	1
कार्बन	C	4
सोडियम	Na	1
ऑक्सीजन	O	2
मैग्निशियम	Mg	2
कैल्शियम	Ca	2
एल्युमिनियम	Al	3
क्लोरीन	Cl	1

(iv) CH_4 (मिथेन) में कार्बन की संयोजकता 4 है क्योंकि यह हाइड्रोजन के 4 परमाणुओं से संयोग करता है। किन्तु सभी तत्व हाइड्रोजन से संयोग नहीं करते। ऐसे तत्वों की संयोजकता ऑक्सीजन की संयोजकता 2 द्वारा तुलनात्मक रूप से ज्ञात की जाती है।

उदाहरण- MgO में Mg की संयोजकता 2 होती है क्योंकि यह O के एक परमाणु से संयोग करता है जिसकी संयोजकता 2 होती है।

परिवर्तनशील संयोजकता- कुछ तत्वों में एक से अधिक संयोजकता होती है उदाहरण- फेरस क्लोराइड ($FeCl_2$) आयरन की संयोजकता 2 तथा फेरिक क्लोराइड ($FeCl_3$) में आयरन की संयोजकता 3 होती है। ऐसे तत्वों की संयोजकता परिवर्तनशील (चर) संयोजकता कहलाती है। कॉपर, टिन आदि भी परिवर्तनशील संयोजकता दर्शाते हैं।

तालिका - कुछ तत्वों की परिवर्तनशील संयोजकता

तत्व का नाम	संकेत	संयोजकता
नाइट्रोजन	N	1, 2, 3, 4, 5
फास्फोरस	P	3, 5
सल्फर	S	4, 6
आयरन (लोहा)	Fe	2, 3
कॉपर (तांबा)	Cu	1, 2

मूलक- विभिन्न तत्वों के आवेशित परमाणु या परमाणुओं के समूहों को मूलक कहते हैं। अनेक बार विभिन्न परमाणुओं का आवेशित समूह एक इकाई की तरह कार्य करता है। इन समूहों को मूलक कहते हैं। ये मूलक दो प्रकार के होते हैं-

(1) धनात्मक मूलक जैसे Na^{+} (सोडियममूलक), NH_4^{+} (अमोनियम मूलक) जो नाइट्रोजन एवं हाइड्रोजन परमाणुओं का समूह है।

(2) ऋणात्मक मूलक जैसे Cl^{-} (क्लोराइडमूलक), CO_3^{2-} (कार्बोनेट मूलक) जो कार्बन और ऑक्सीजन परमाणुओं का समूह होता है।

प्रत्येक मूलक एक इकाई के रूप में रासायनिक क्रियाओं में भाग लेता है। प्रत्येक मूलक पर एक निश्चित आवेश होता है। मूलकों पर जो आवेश लगाया जाता है वह उस मूलक की संयोजकता होती है।

तालिका-कुछ मूलकों की संयोजकता

मूलक का नाम	संकेत	संयोजकता
अमोनियम	NH_4^{+}	1
नाइट्रेट	NO_3^{-}	1
बाइकार्बोनेट	HCO_3^{-}	1
कार्बोनेट	CO_3^{2-}	2
सल्फेट	SO_4^{2-}	2

मूलक अणु का ही एक हिस्सा होता है। किसी अकार्बनिक यौगिक का अणु दो मूलकों से मिलकर बनता है जैसे सोडियम क्लोराइड (NaCl) का अणु Na^{+} (सोडियम आयन या मूलक) तथा Cl^{-} (क्लोराइड मूलक या आयन) से मिलकर बनता है।

रासायनिक सूत्र (Chemical Formula)- जैसा कि आप जानते हैं हमारे प्रदेश का नाम मध्यप्रदेश है इसे संक्षेप में म.प्र. लिखा जाता है। ऐसा करने की आवश्यकता इसलिए हुई क्योंकि जिन शब्दों को हमें लिखने में कई बार उपयोग करना होता है उसे संक्षेप में लिखना सुविधाजनक होता है। इसी प्रकार आप रसायन विज्ञान में भी तत्वों को संकेत या प्रतीक के रूप में लिखते हैं जैसे नाइट्रोजन को आप N से कार्बन को C से व्यक्त करते हैं।

हम जानते हैं कि परमाणु से मिलकर अणु बनता है और जब हम अणु को भी संकेत रूप में दर्शाना चाहें तब हमें एक या कई परमाणुओं को एक साथ लिखना होता है तथा उसके परमाणुओं की वास्तविक संख्या को भी दर्शाना आवश्यक होता है जैसे जल के अणु को रासायनिक रूप से H_2O द्वारा प्रदर्शित किया जाता है जो यह दर्शाता है कि दो हाइड्रोजन परमाणु और एक ऑक्सीजन परमाणु मिलकर जल का एक अणु बनाते हैं। यही जल का रासायनिक सूत्र है अर्थात अणु चाहे वह तत्व का हो या यौगिक का उसे रासायनिक सूत्र से प्रदर्शित करते हैं।

''किसी तत्व अथवा यौगिक के अवयवी तत्वों के परमाणुओं की निश्चित संख्या को प्रतीक सहित प्रदर्शित करते हुए उसके एक अणु को दर्शाना ही अणुसूत्र (रासायनिक सूत्र) कहलाता है।''

बच्चों आप भी किसी अणु के रासायनिक सूत्र को लिख सकते हैं। आइए जाने कैसे? ....

किसी रासायनिक सूत्र को कैसे लिखा जाता है लेखन विधि- यदि हमें किसी यौगिक के अवयवी तत्वों और उनकी संयोजकता ज्ञात हो तो हम किसी भी यौगिक का रासायनिक सूत्र लिख सकते हैं। सूत्र लिखने के लिए **''क्रिस क्रॉस विधि''** (तिर्यकगुणा) का उपयोग करते हैं। आइए इस विधि को उदाहरण से समझते हैं- उदाहरण (एल्युमिनियम सल्फेट का सूत्र लिखना)।

1. धनात्मक मूलक बाईं ओर तथा ऋणात्मक मूलक दाईं ओर लिखा जाता है तथा मूलक को कोष्ठक में बंद कर देते हैं। जैसे एल्युमिनियम को बाईं ओर तथा सल्फेट को दाईं ओर लिखते हैं।

$$Al \qquad (SO_4)$$

2. मूलक के ऊपर उसकी संयोजकता लिखते हैं लेकिन आवेश नहीं लगाते हैं।

जैसे-

$$\overset{3}{Al} \qquad \overset{2}{(SO_4)}$$

3. संयोजकता को क्रॉस करके तत्व या मूलक के दाईं ओर नीचे लिखते हैं। जैसे

$$\overset{3}{Al} \times \overset{2}{(SO_4)}$$ अर्थात $Al_2\ (SO_4)_3$

एल्युमिनियम सल्फेट का सूत्र।

4. यदि तत्वों या मूलकों की संयोजकता एक (1) होती है तब उसे एक संख्या लिखकर प्रदर्शित नहीं किया जाता है। केवल तत्व का प्रतीक या मूलक लिख दिया जाता है।

जैसे-

$\overset{1}{Na} \times \overset{1}{Cl} \longrightarrow NaCl$ सोडियम क्लोराइड का सूत्र

$\overset{2}{Cu} \times \overset{1}{Cl} \longrightarrow CuCl_2$ क्यूप्रिक क्लोराइड

5. यदि दोनों मूलकों की संयोजकताएं समान हैं तो दोनों मूलकों के केवल संकेत लिखे जाते हैं जैसे- जिंक सल्फेट

$$\overset{2}{Zn} \times \overset{2}{SO_4} = ZnSO_4$$

जिंक सल्फेट का सूत्र

उपरोक्त विधि का उपयोग करके आप रासायनिक सूत्र लिख सकते हैं।

अब बताइए

निम्न यौगिकों के रासायनिक सूत्र क्रिस क्रॉस विधि से लिखिए-

1. सोडियम सल्फेट $\overset{1}{Na}$ $\overset{2}{SO_4}$ (..................)

2.	जिंक नाइट्रेट	$\overset{2}{Zn}$	$\overset{1}{NO_3}$	(..................)
3.	अमोनियम कार्बोनेट	$\overset{1}{NH_4}$	$\overset{2}{CO_3}$	(..................)
4.	पोटेशियम क्लोराइड	$\overset{1}{K}$	$\overset{1}{Cl}$	(..................)
5.	मैग्नीशियम ऑक्साइड	$\overset{2}{Mg}$	$\overset{2}{O}$	(..................)
6.	सोडियम ऑक्साइड	$\overset{1}{Na}$	$\overset{2}{O}$	(..................)
7.	कैल्शियम क्लोराइड	$\overset{2}{Ca}$	$\overset{1}{Cl}$	(..................)
8.	मैग्नीशियम सल्फेट	$\overset{2}{Mg}$	$\overset{2}{SO_4}$	(..................)

हमने सीखा

- परमाणु पदार्थ की मूलभूत इकाई है।
- अणु, एक या अधिक परमाणुओं से मिलकर बनता है।
- परमाणु में तीन मूलभूत कण होते हैं इलेक्ट्रॉन (–), प्रोटॉन (+) तथा न्यूट्रॉन (उदासीन)
- परमाणु उदासीन होता है क्योंकि इलेक्ट्रॉन अर्थात ऋणावेशित कण तथा प्रोटॉन अर्थात धनावेशित कण की संख्या बराबर होती है।
- डॉल्टन के अनुसार परमाणु अविभाज्य है।
- रदरफोर्ड के अनुसार परमाणु के केंद्र (नाभिक) में समस्त धनावेश (प्रोटॉन) उपस्थित होता है तथा इलेक्ट्रॉन बाहर चक्कर लगाते हैं।
- नील्स बोर ने बताया परमाणु में इलेक्ट्रॉन नाभिक के आसपास निश्चित कक्षाओं में चक्कर लगाते हैं जिनकी निश्चित ऊर्जा होती हैं।
- इलेक्ट्रॉन का कक्षाओं में वितरण $2n^2$ के अनुसार होता है जहां n कक्षा की संख्या है।
- किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन की संख्या को उस तत्व की परमाणु संख्या या परमाणु क्रमांक कहते हैं। इसे Z से दर्शाते हैं।

- प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की संख्या का योग परमाणु भार कहलाता है इसे A से प्रदर्शित करते हैं।
- किसी परमाणु का लगभग सारा द्रव्यमान उसके नाभिक केंद्र में केंद्रित होता है।
- नाभिक का आयतन परमाणु की तुलना में बहुत छोटा होता है।
- एक ही तत्व के ऐसे परमाणु जिनके परमाणु भार भिन्न लेकिन परमाणु क्रमांक समान होते हैं समस्थानिक कहलाते हैं।
- किसी परमाणु से इलेक्ट्रॉन निकलने से धनायन तथा इलेक्ट्रॉन जुड़ने से ऋणायन बनते हैं।
- प्रत्येक परमाणु की संयोग करने की (संयोजन की) दक्षता निश्चित होती है जिसे संयोजकता कहते हैं।
- विभिन्न तत्वों के आवेशित परमाणुओं के समूहों को मूलक कहते हैं।
- रासायनिक सूत्र द्वारा किसी यौगिक के अवयवी तत्वों की जानकारी प्राप्त होती है। तत्वों या मूलकों की संयोजकता एवं प्रतीक का ज्ञान होने से किसी यौगिक का रासायनिक सूत्र लिखा जा सकता है।

अभ्यास

प्रश्न 1. निम्नलिखित प्रश्नों के सही विकल्प चुनिए-

1. कैल्शियम कार्बोनेट का सूत्र है-
   (अ) Na_2CO_3 (ब) $ZnCl_2$ (स) $CaCO_3$ (द) $CaSO_4$
2. न्यूट्रॉन की खोज की-
   (अ) कणाद (ब) चैडविक (स) डॉल्टन (द) रदरफोर्ड
3. आयरन का प्रतीक है-
   (अ) Fe (ब) F (स) I (द) Mn.
4. सोडियम है-
   (अ) यौगिक (ब) मिश्रण (स) तत्व (द) गैस

प्रश्न 2. रिक्त स्थानों की पूर्ति कीजिए-

1. परमाणु के नाभिक में .... तथा .... होते हैं।
2. परमाणु विद्युत .... होता है।
3. किसी परमाणु से इलेक्ट्रॉन निकल जाने पर .... आयन बनता है।
4. प्रोटॉन पर .... आवेश होता है।
5. .... एक आवेश रहित कण है।

प्रश्न 3. जोड़ी बनाइये

	अ	**ब**
1.	N	C
2.	सोडियम	नाइट्रोजन
3.	कार्बन	न्यूट्रॉन
4.	चैडविक	Na

प्रश्न 4. निम्नलिखित प्रश्नों के उत्तर लिखिए-

1. किसी परमाणु के नाभिक में पाए जाने वाले कणों के नाम बताइए।
2. किसी परमाणु का द्रव्यमान कहाँ होता है?
3. एक तत्व का नाम बताइए जिसमें केवल एक इलेक्ट्रॉन होता है।
4. न्यूट्रान की खोज किसने की?
5. इलेक्ट्रॉन पर किस प्रकार का आवेश होता है?
6. मूलक किसे कहते हैं? ये कितने प्रकार के होते हैं?
7. हाइड्रोजन के समस्थानिकों के नाम लिखिए।
8. किसी तत्व के नाभिक में 11 प्रोटॉन एवं 12 न्यूट्रॉन पाए जाते हैं। इस तत्व की परमाणु संख्या एवं परमाणु भार बताइए।
9. निम्न की परिभाषा दीजिए- (i) परमाणु संख्या (ii) परमाणु भार।
10. संयोजकता किसे कहते हैं? किन्हीं दो तत्वों के नाम लिखिए जो परिवर्तनशील संयोजकता दर्शाते हैं।
11. डॉल्टन के परमाणु सिद्धांत की व्याख्या कीजिए।
12. रदरफोर्ड के प्रयोग एवं उसके निष्कर्ष को लिखिए।
13. इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की तुलना निम्न बिंदुओं पर कीजिए- (i) आवेश (ii) द्रव्यमान (iii) प्रतीक (iv) परमाणु में पाए जाने का स्थान।
14. निम्नलिखित के रासायनिक सूत्र लिखिए (क्रिसक्रास विधि से)
    (1) जिंक सल्फेट (2) अमोनियम क्लोराइड
    (3) कैल्शियम कार्बोनेट (4) मैग्नीशियम सल्फेट।

निर्दिष्ट कार्य- तत्वों, आयनों और मूलक के संकेत, सूत्र कार्ड पर लिखकर भिन्न-भिन्न यौगिकों के सूत्र बनाए।