

# रसायन विज्ञान (CHEMISTRY)

## वैज्ञानिक परिवर्तन (Scientific Changes)

- भौतिक परिवर्तन (Physical Changes)**—किसी पदार्थ का वह अस्थायी परिवर्तन, जिसके परिणाम स्वरूप पदार्थ के सिर्फ भौतिक गुण में परिवर्तन होता है और कोई नया पदार्थ नहीं बनता है तथा पदार्थ पुनः अपनी पूर्वावस्था को प्राप्त कर सकता है, तो पदार्थ में इस प्रकार होनेवाली घटना को पदार्थ का भौतिक परिवर्तन कहा जाता है।  
उदाहरण—पानी से बर्फ बनना तथा बर्फ से पानी बनना आदि।
- रासायनिक परिवर्तन (Chemical Changes)**—यह परिवर्तन भौतिक परिवर्तन से भिन्न होता है, क्योंकि इससे ऐसा परिवर्तन जिसके फलस्वरूप पदार्थ के भौतिक और रासायनिक गुणों में स्थायी परिवर्तन होता है और नये गुणवाले पदार्थ बनते हैं। लेकिन परिवर्तन के बाद वे पुनः पूर्वावस्था को प्राप्त नहीं कर सकते हैं। इसे ही रासायनिक परिवर्तन कहते हैं। जैसे—दूध से दही बनना, किरासन तेल का जलना आदि।

## तत्व, यौगिक तथा मिश्रण (Element, Compounds & Mixture)

### तत्व (Element)—

- तत्व एक शुद्ध पदार्थ है, जिसे किसी भी भौतिक या रासायनिक विधि द्वारा दो भिन्न गुण वाले पदार्थों में न तो विभाजित किया जा सकता है और नहीं उसे भिन्न गुण वाले पदार्थों से बनाया जा सकता है, जैसे—सोना, चाँदी, ऑक्सीजन आदि।
  - आधुनिक सिद्धांत के अनुसार, तत्व वे शुद्ध पदार्थ हैं, जिसके प्रत्येक परमाणु का परमाणु-क्रमांक समान होता है। अतः इसके प्रत्येक परमाणु में प्रोटॉनों की संख्या समान होती है।
- Note:** तत्व ही वह मूल पदार्थ है, जिसके अन्य सभी वस्तुएँ बनी हैं। अब तक कुल 119 तत्व ज्ञात हो चुके हैं, जिसमें 92 प्रकृति में पाये जाते हैं, शेष को संश्लेषित किया गया है।
- लेवोजीयर के अनुसार तत्व को दो भागों में विभाजित किया गया है—धातु (Metal) तथा अधातु (Non-metal)।

### धातु तथा अधातु में अंतर

### अधातु (Non-Metal)

- अधातु के परमाणु की अंतिम कक्षा में प्रायः 4, 5, 6 या 7 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- ये प्रायः कठोर तथा भंगुर होते हैं।
- ये विद्युत के कुचालक होते हैं, (अपवाद—ग्रेफाइट)।
- इसमें धातुई चमक (Metallic lusture) नहीं होती है।
- ये ठोस या गैसीय अवस्था में पाये जाते हैं (अपवाद—ब्रोमीन; यह द्रव अवस्था में पाया जाता है)।
- ये प्रायः ऑक्सीकारक पदार्थ होते हैं।
- ये प्रायः इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन बनाते हैं।
- इनके ऑक्साइड प्रायः अम्लीय होते हैं।
- यह अम्ल से अभिक्रिया कर लवण एवं हाइड्रोजन नहीं बनाता है।

### धातु (Metal)

- धातु के परमाणु की अंतिम कक्षा में प्रायः 1, 2 या 3 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- ये प्रायः प्रत्यास्थ, तन्य (Ductile) तथा आघातवर्धनीय (malleable) होते हैं।
- ये विद्युत के सुचालक होते हैं, (अपवाद—शीशा Pb)।
- इसमें धातुई चमक (Metallic lusture) होती है।

- ये ठोस अवस्था में पाये जाते हैं। अपवाद—पारा (Hg) यह द्रव अवस्था में पाया जाता है।
- ये प्रायः अवकारक पदार्थ होते हैं।
- ये इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन बनाते हैं।
- इनके ऑक्साइड प्रायः क्षारीय होते हैं।
- यह अम्ल से अभिक्रिया कर लवण हाइड्रोजन बनाता है।

### यौगिक (Compound)—

- वे शुद्ध पदार्थ जो दो से अधिक भिन्न प्रकार के तत्वों के एक निश्चित भार अनुपात में रासायनिक संयोग से बनते हैं तथा जिन्हें दो या दो से अधिक भिन्न प्रकार के तत्वों में अपघटित किया जा सकता है, यौगिक कहलाता है।
- इसके गुण अवयवी तत्वों के गुण से भिन्न होते हैं।
- यौगिक को उपयुक्त रासायनिक विधियों से सरल पदार्थों में अपघटित भी किया जा सकता है जैसे—जल तथा कार्बन-डाई-ऑक्साइड यौगिक हैं।
- जल में विद्युत प्रवाहित करने से उसका अपघटन हो जाता है तथा हाइड्रोजन और ऑक्सीजन गैस की प्राप्ति होती है क्योंकि जल हाइड्रोजन तथा ऑक्सीजन के संयोग से बने होते हैं।
- यहाँ पर हाइड्रोजन स्वतः जलता है तथा ऑक्सीजन उसे जलने में मदद करती है लेकिन जल अग्निशमन का कार्य करता है। जिसका गुण बिल्कुल दोनों तत्वों के गुण से भिन्न होते हैं। अतः जल एक यौगिक है।

### कुछ प्रमुख यौगिक के उदाहरण तथा उनके सूत्र

साधारण नमक (टेबुल सॉल्ट)	NaCl
घोनेवाला सोडा	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
ग्लोबर सॉल्ट	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
बेकिंग सोडा (खाने वाला)	$\text{NaHCO}_3$
चौली सॉल्टपीटर	$\text{NaNO}_3$
हाइपो	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
कॉस्टिक सोडा	$\text{NaOH}$
कॉस्टिक पोटाश	$\text{KOH}$
कली चूना	$\text{CaO}$
बुझा हुआ चुना	$\text{Ca(OH)}_2$
जिप्सम	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
हाइड्रोलिथ	$\text{CaH}_2$
ब्लीचिंग पाउडर	$\text{Ca(OC)Cl}$
सुपर फॉस्फेट	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
इप्सम लवण	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
फिटकिरी	$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$
हैयर सॉल्ट	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$
बाथ सॉल्ट	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
साल सोडा या सोडा ऐश	$\text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
जल काँच	$\text{Na}_2\text{CO}_3$
मस्टर्ड गैस	$\text{Na}_2\text{SiO}_3$
गेमैक्सन	$\text{Cl-CH}_2\text{CH}_2\text{-S-CH}_2\text{-CH}_2\text{-Cl}$
पायरीन	$\text{C}_6\text{H}_6\text{Cl}_6$
माइक्रोकोस्मिक सॉल्ट	$\text{CCl}_4$
सिन्दूर (vermillion)	$\text{NaNH}_4 \cdot \text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
कैलोमेल	$\text{HgS}$
कोरोसिव सल्फिमेंट	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$
नीला थोथा	$\text{HgCl}_2$
	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



• हरा धोधा	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
• सफेद धोधा	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
• नाइट्रेट (शोरा)	$\text{KNO}_3$
• सोडामाइड	$\text{NaNH}_2$
• चॉक	$\text{CaCO}_3$
• नौसादर	$\text{NH}_4\text{Cl}$
• हास्य गैस	$\text{N}_2\text{O}$
• गंधक अम्ल (सल्फ्यूरिक अम्ल)	$\text{H}_2\text{SO}_4$
• शुष्क बर्फ	$\text{CO}_2$
• लाल दवा	$\text{KMnO}_4$
• नाइट्रिक अम्ल	$\text{HNO}_3$
• मुरेटिक अम्ल या हाइड्रो क्लोरिक अम्ल	$\text{HCl}$
• फ्रिऑन या डाइक्लोरो डाइफ्लोरो मिथेन	$\text{CF}_2\text{Cl}_2$
• लुनर कॉस्टिक	$\text{AgNO}_3$
• मोहर सॉल्ट	$\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
• क्लोरोफॉर्म	$\text{CHCl}_3$
• कार्नालाइट	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
• मारोलेस अम्ल	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
• नेसलरस अभिकारक	$\text{K}_2\text{HgI}_4$
• फिलॉस्फर का ऊन	$\text{ZnO}$
• सुहागा (बोरेक्स)	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
• अश्रु गैस या ट्राईक्लोरो नाइट्रो मिथेन	$\text{CCl}_3\text{NO}_2$

### यौगिक के प्रकार

- (i) **कार्बनिक यौगिक (Organic Compound)**—  
 • वैसे यौगिक जिसमें वनस्पति एवं जंतुओं से प्राप्त होता है। उसे कार्बनिक यौगिक कहते हैं। जैसे—एसीटिक एसिड, प्रोटीन तथा चीनी आदि।  
 • आधुनिक विचारधारा के अनुसार, वैसे यौगिक जिनमें कार्बन, उपस्थित रहता हो कार्बनिक यौगिक कहलाता है।  
 • इसमें कार्बन डाइऑक्साइड, कार्बन मोनोऑक्साइड कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट को छोड़कर।
- (ii) **अकार्बनिक यौगिक (Inorganic Compound)**—  
 • वैसे यौगिक जो भू-पर्पटी तथा भूमि से प्राप्त होते हैं, उन्हें अकार्बनिक यौगिक कहते हैं। जैसे—सोडियम सल्फेट, कैल्सियम सल्फेट  
 • रसायन विज्ञान के अध्ययन को आसान बनाने के लिए यौगिकों को दो भागों में वर्गीकृत किया जाता है—  
 (i) कार्बनिक यौगिक (Organic Compound)  
 (ii) अकार्बनिक यौगिक (Inorganic Compound)

### कार्बनिक यौगिक तथा अकार्बनिक यौगिक में अंतर

#### कार्बनिक यौगिक—

- (i) कार्बनिक यौगिक कुछ ही तत्व जैसे—C, H, O, N, S, P और हैलोजन से बनते हैं।
- (ii) ये सहसंयोजनक यौगिक हैं।
- (iii) ये प्रायः दहनशील होते हैं।
- (iv) ये प्रायः जल में अपुलनशील होते हैं। कार्बनिक अम्ल अल्कोहल जल में घुलनशील होता है।
- (v) ये कार्बनिक घोल में घुलनशील होते हैं।
- (vi) इनके घोल विद्युत् के कुचालक होते हैं।
- (vii) इनके द्रवणांक एवं क्वथनांक कम होते हैं।
- (viii) ये धीरे-धीरे अभिक्रिया करते हैं।

#### अकार्बनिक यौगिक—

- (i) सभी तत्व इस प्रकार के यौगिकों का निर्माण करते हैं।
- (ii) ये प्रायः आयनिक यौगिक हैं।

- (iii) ये प्रायः अदहनशील होते हैं।
- (iv) ये प्रायः जल में घुलनशील होते हैं।
- (v) ये प्रायः कार्बनिक घोल में अपुलनशील होते हैं।
- (vi) इनके घोल द्रवित या जलीय अवस्था में विद्युत् के सुचालक होते हैं।
- (vii) इनके द्रवणांक एवं क्वथनांक अधिक होते हैं।
- (viii) ये तेजी से अभिक्रिया करते हैं।

#### मिश्रण (Mixture) —

- यह पदार्थ जो दो या दो से अधिक तत्वों या यौगिकों के किसी भी अनुपात में मिलाने से प्राप्त होता है, मिश्रण कहलाता है।
- इसे साधारण विधि द्वारा पुनः प्रारंभिक अवयवों से प्राप्त किया जा सकता है। जैसे— हवा के मिश्रण के गुण अपने प्राथमिक अवयवों के सदृश होते हैं।

#### कुछ महत्वपूर्ण मिश्रण के उदाहरण—

1. **गारूड (Gun powder)**— यह सल्फर, चारकोल तथा पोटैशियम नाइट्रेट का मिश्रण है।
  2. **पावर अल्कोहल (Power Alcohol)**— यह चार भाग पेट्रोल तथा एक भाग अल्कोहल  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  का मिश्रण है, जिसे ईंधन के रूप में उपयोग किया जाता है।
  3. **बोर्डियक्स मिश्रण (Bordeaux Mixture)**— यह कॉपर सल्फेट का घोल तथा चूना का मिश्रण है, जिसे कवकनाशी के रूप में प्रयोग किया जाता है।
  4. **लिथोपोन (Lithopone)**— यह  $\text{ZnS}$  तथा  $\text{BaSO}_4$  का मिश्रण यह  $\text{ZnS}$  तथा  $\text{BaSO}_4$  का मिश्रण है जिसका उपयोग सफेद पेंट (white paint) के रूप में किया जाता है।
  5. **नाइट्रोलिम (Nitrolim)**— यह कैल्सियम साइनामाइड तथा ग्रैफाइट का मिश्रण है। इसका उपयोग खाद (Fertilizer) के रूप में किया जाता है।
  6. **कार्बोजेन (Carbogen)**— यह  $\text{O}_2$  तथा  $\text{CO}_2$  का मिश्रण है तथा इसका उपयोग कृत्रिम श्वसन में किया जाता है।
  7. **सोडा लाइम (Soda Lime)**— यह  $\text{NaOH}$  तथा  $\text{CaO}$  का मिश्रण है तथा इसका उपयोग विभिन्न गैसों को अवशोषण करने के लिए किया जाता है।
  8. **लुकास अभिकारक (Lucas reagent)**— सान्द्र  $\text{HCl}$  तथा शुष्क  $\text{ZnCl}_2$  के मिश्रण को लुकास अभिकारक कहते हैं, इसका उपयोग 1° ऐल्कोहॉल, 2° ऐल्कोहॉल तथा 3° ऐल्कोहॉल को पहचानने के लिए किया जाता है।
- मिश्रण दो प्रकार के होते हैं—
- (i) **समांग मिश्रण (Homogeneous Mixture)**— वैसे मिश्रण जिसके सभी भागों में उसके अवयवों का अनुपात एक सा रहता है समांग मिश्रण कहलाता है। जैसे— सीमेंट, दूध आदि।
  - (ii) **वियमांग मिश्रण (Hetrogeneous Mixture)**— वैसे मिश्रण जिसके प्रत्येक भाग के गुण और उसके संघटन में भिन्नता होती है। वियमांग मिश्रण कहलाता है।
- सामान्य पदार्थ का द्रवणांक एवं हिमांक का मान बराबर होता है, जैसे—बर्फ का द्रवणांक एवं हिमांक  $0^\circ\text{C}$  होता है।
  - किसी विशेष दाब पर वह नियत ताप जिस पर कोई द्रव जमता है हिमांक कहलाता है।
  - पदार्थ में अशुद्धियाँ मिलाने से पदार्थ का हिमांक एवं द्रवणांक दोनों कम हो जाता है।
  - जिस न्यूनतम ताप पर कोई पदार्थ ठोस अवस्था से द्रव अवस्था में बदलता है, तो उसे ताप को उस ठोस का गलनांक या द्रवणांक कहलाता है, यदि विशेष दाब नियत रहे।

### मिश्रण का पृथक्करण (Separation of Mixture)

1. **आसवन (Distillation)**—  
 • किसी वाष्पशील द्रव को उसमें घुलित अवाष्पशील अशुद्धियों से जिस विधि द्वारा पृथक् किया जाता है, आसवन कहलाता है।



- इस प्रक्रिया के तहत वाष्पशील द्रव को गर्म कर वाष्प में बदला जाता है तथा पुनः ठंडा कर इसे द्रव अवस्था में परिणत कर दिया जाता है। इससे अवाष्पशील अशुद्धियाँ दूर हो जाती हैं।
- अशुद्ध जल से आसुत जल का निर्माण इसी विधि से किया जाता है।
- 2. रवाकरण (Crystallization)—**
  - इस विधि का प्रयोग किसी रवेदार (Crystal) ठोस पदार्थ को उसके घोल से अलग करने के लिए किया जाता है।
  - इस विधि में रवेदार ठोस पदार्थ के घोल को उसके क्वथनांक तक गर्म किया जाता है।
  - इसके बाद गर्म घोल को छानकर धीरे-धीरे कमरे के ताप तक ठंडा होने के लिए छोड़ दिया जाता है।
  - इससे शुद्ध ठोस रवाकृत होकर अलग हो जाता है।
  - कॉपर सल्फेट के विलयन से कॉपर सल्फेट को या जिंक सल्फेट के विलयन से जिंक सल्फेट को इसी विधि द्वारा अलग किया जाता है।
- 3. आंशिक आसवन (Fractional Distillation)—**
  - दो या दो से अधिक द्रवों का मिश्रण जिनके क्वथनांक अलग-अलग होते हैं, उन्हें पृथक् करने के लिए इस विधि का उपयोग किया जाता है।
  - इस विधि में मिश्रण को एक ऊँचा प्रभाजी स्तंभ (Fractionating Column) में लेकर उच्च ताप पर गर्म किया जाता है।
  - इससे यह वाष्पित होकर ऊपर की ओर जाता है।
  - उच्च क्वथनांक वाले पदार्थ निचले भाग में तथा निम्न क्वथनांक वाले पदार्थ ऊपरी भाग में संचयित होकर अलग हो जाते हैं।
- 4. आंशिक रवाकरण (Fractional Crystallisation)—**
  - जब किन्हीं दो ठोस पदार्थों की किसी विलायक में घुलनशीलता अलग-अलग हों, तब उन्हें उसके घोल से अलग करने के लिए इस विधि का प्रयोग किया जाता है।
  - इस विधि में पदार्थों को मिश्रण से अलग करने के लिए इनके घोल को गर्म करने के बाद धीरे-धीरे ठंडा किया जाता है।
  - इससे कम घुलनशील पदार्थ पहले रवाकृत होकर अलग हो जाता है तथा अधिक घुलनशील पदार्थ बाद में रवाकृत होता है। जैसे—KCl तथा  $\text{KClO}_3$  के मिश्रण को पृथक् किया जाता है।
  - इसमें  $\text{KClO}_3$  KCl की अपेक्षा तथा  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  की अपेक्षा जल में कम घुलनशील होता है।
- 5. उर्ध्वपातन (Sublimation)—**
  - जब दो ठोस पदार्थों के मिश्रण में एक पदार्थ उर्ध्वपाती (Sublimable) तथा दूसरा अनुर्ध्वपाती (Non-Sublimable) हो, तो इस विधि द्वारा अलग किया जा सकता है।
  - ऐसे पदार्थ, जिन्हें ठोस अवस्था से सीधे गैसीय अवस्था में परिवर्तित किया जा सके, उन्हें उर्ध्वपाती पदार्थ कहते हैं, जैसे — कपूर (Camphor), नेफथलीन (Naphthalene), अमोनियम क्लोराइड, ऐंथ्रासीन, आयोडीन इत्यादि।
- 6. अवसादन और निस्तारण (Sedimentation and Decantation)—**
  - यह विधि द्रव में निलंबित कणों को अलग करने के लिए उपयोग की जाती है।
  - इस विधि में निलंबन को बिना हिलाए कुछ देर के लिए छोड़ देने पर निलंबित कण नीचे बैठ जाता है और ऊपर का द्रव साफ हो जाता है। इसी प्रक्रिया को अवसादन कहते हैं। साफ द्रव को सावधानीपूर्वक दूसरे बीकर में स्थानांतरित कर शुद्ध द्रव प्राप्त कर लिया जाता है। इसे निस्तारण कहते हैं।
- 7. वर्णलेखन (Chromatography)—**
  - चौंक किसी मिश्रण के विभिन्न अवयवों की किसी अधिशोषक पदार्थ (Adsorbent) में अवशोषण क्षमता अलग-अलग होती है। इसलिए जब किसी द्रव या गैसीय मिश्रण को किसी अवशोषक वस्तु से गुजारा जाता है तब विभिन्न अवयव विभिन्न दूरी तक चलकर पृथक् हो जाते हैं।

- 8. एटमोलाइसिस (Atmolysis)—**
  - दो या दो से अधिक गैसों के मिश्रण को इस विधि द्वारा अलग किया जाता है।
  - यह विधि इस बात पर आधारित है कि भिन्न-भिन्न अनुभार वाले गैसों का घिसरण दर (Rate of diffusion) अलग-अलग होते हैं।
- 9. चुम्बकीय विधि (Magnetic Method)—**
  - जब दो या दो से अधिक ठोस पदार्थों के मिश्रण में एक पदार्थ चुम्बकीय हो, तब चुम्बकीय पदार्थ को इस विधि द्वारा अलग कर लिया जाता है।
  - लौह चूर्ण तथा बालू के मिश्रण को इसी विधि द्वारा अलग किया जाता है।
- 10. निस्पंदन (Filtration)—**
  - जब किसी द्रव में कोई अधुलनशील पदार्थ हो, तब इसे निस्पंदन विधि के द्वारा पृथक् किया जाता है।
  - इस विधि में मिश्रण को एक निस्पंदक (छन्ना) से गुजरने दिया जाता है, जिससे अधुलनशील पदार्थ छानकर अलग हो जाता है।
  - $\text{BaSO}_4$  के जलीय घोल से  $\text{BaSO}_4$  को या  $\text{AgCl}$  के जलीय घोल से  $\text{AgCl}$  को इसी विधि द्वारा अलग किया जाता है।

## परमाणु संरचना (Atomic Structure)

### परमाणु (Atom)—

- परमाणु पदार्थ का वह सूक्ष्मतम कण है, जिसमें पदार्थ के सभी गुण विद्यमान रहता है तथा जो रासायनिक अभिक्रिया में भाग लेता है।
- परमाणु, स्वतंत्र अवस्था में भी रह सकता है और नहीं भी रह सकता है।
- परमाणुओं का आकार अतिसूक्ष्म और द्रव्यमान बहुत कम होता है।
- परमाणुओं में हाइड्रोजन-परमाणु सबसे छोटा एवं हल्का होता है।
- इसकी त्रिज्या लगभग  $0.3 \times 10^{-10}$  सेमी के बराबर होता है।
- परमाणु की त्रिज्या को नैनोमीटर (nm) में मापा जाता है।

$$10^{-9} \text{ m} = 1 \text{ nm या } 1 \text{ m} = 10^9 \text{ nm}$$

- प्रोटॉन एवं इलेक्ट्रॉन की संख्या बराबर होती है लेकिन इनके आवेश विपरीत होने के कारण परमाणु उदासीन होता है।
- परमाणु संरचना के सिद्धांत का प्रतिपादन 1803 ई. में जॉन डाल्टन ने किया था।
- डाल्टन के अनुसार परमाणु अविभाज्य है।
- परमाणु मुख्यतः तीन प्रकार के कणों से मिलकर बना है; इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन
- (i) इलेक्ट्रॉन (Electron)—**
  - यह परमाणु में विभिन्न ऊर्जा स्तरों वाली कक्षा में चक्कर काटते रहता है।
  - इसकी खोज जे.जे. थॉमसन ने 1897 ई. में किया था। इसका आवेश एक इकाई ऋणावेशित होता है। इसका द्रव्यमान  $9.10 \times 10^{-31}$  kg होता है। या  $9.1 \times 10^{-28}$  g
- (ii) प्रोटॉन (Proton)—**
  - यह परमाणु के नाभिक में उपस्थित एक सूक्ष्मतम कण है।
  - इसकी खोज गोल्डस्टीन ने 1911 ई. में किया था।
  - प्रोटॉन का द्रव्यमान  $1.67 \times 10^{-27}$  kg होता है। जो लगभग हाइड्रोजन के द्रव्यमान के बराबर होता है, प्रोटॉन पर एक इकाई धनावेशित होता है।
- (iii) न्यूट्रॉन (Neutron)—**
  - यह परमाणु के नाभिक के अंदर उपस्थित एक सूक्ष्मतम कण है। इसकी खोज जैम्स चैडविक ने 1932 ई. में की थी।
  - इसका द्रव्यमान  $1.67 \times 10^{-27}$  kg होता है। यह उदासीन होता है, इस पर कोई आवेश नहीं होता है।

### डॉल्टन का परमाणु सिद्धांत (Dalton's Atomic Theory)—

- डॉल्टन के अनुसार परमाणु का न तो निर्माण किया जा सकता है और न विनाश।



- परमाणु का विभाजन भी नहीं किया जा सकता है, लेकिन आज ये सब संभव है।

#### थॉमसन की परमाणु संरचना (Thomson's Atomic model) —

- जे० जे० थॉमसन के अनुसार परमाणु एक धनावेशित गोला है। ऋणावेशित कण इस प्रकार से व्यवस्थित रहते हैं कि पूरा परमाणु उदासीन हो जाता है।

#### रदरफोर्ड का नाभिकीय सिद्धांत (Rutherford's Nuclear Theory) —

- 1911 ई० में रदरफोर्ड ने एक अति महत्वपूर्ण तथ्य प्रयोग करके परमाणु की आंतरिक व्यवस्था से संबंधित एक आश्चर्यजनक तथ्य पता लगाया।
- रदरफोर्ड द्वारा किए गए इस प्रयोग को रदरफोर्ड का प्रकीर्णन प्रयोग कहा जाता है।
- थॉमसन द्वारा प्रस्तुत परमाणु के स्वरूप को 'रदरफोर्ड' द्वारा अस्वीकृत होकर हुए निम्न सिद्धांत प्रतिपादित किया गया और वह रदरफोर्ड का नाभिकीय सिद्धांत कहलाता है—
- (i) परमाणु में इलेक्ट्रॉनों से घिरे केन्द्र में प्रोटॉन (Proton) का एक छोटा-सा किन्तु भारी नाभिक होता है।
- (ii) परमाणु के अंदर का अधिकांश भाग खाली होता है।
- (iii) परमाणु गोलीय (spherical) होता है।
- (iv) परमाणु के नाभिक का आकार परमाणु की तुलना में अत्यन्त छोटा होता है।
- (v) परमाणु के स्थायित्व की व्याख्या के लिए रदरफोर्ड ने अनुमान लगाया कि परमाणु, सौर-मंडल के समान होता है।
- परमाणु के नाभिक के चारों ओर वृत्ताकार पथों में इलेक्ट्रॉन (Electron) ठीक उसी तरह घूमते हैं, जिस तरह सूर्य के चारों ओर विभिन्न ग्रह घूमते हैं।
- परमाणु के जिन वृत्ताकार पथों में इलेक्ट्रॉन परिक्रमा करता है उसे कक्षाएँ (orbits) कहते हैं।
- ऐसा होने से नाभिक तथा इलेक्ट्रॉन के बीच कार्यरत स्थिर विद्युत आकर्षण बल इलेक्ट्रॉन के वेग से उत्पन्न केन्द्राभिसारी बल (Centrifugal force) के बराबर होता है।
- परमाणु में उपस्थित इलेक्ट्रॉन अपनी कक्षाओं में अनवरत गतिशील रहते हुए परमाणु को स्थायित्व प्रदान करते हैं।
- रदरफोर्ड के उपर्युक्त मॉडल को रदरफोर्ड का परमाणु मॉडल (Rutherford's Model of Atom) कहते हैं।
- रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल के निम्न दोष (defects) हैं—
- (i) रदरफोर्ड का मॉडल यह स्पष्ट नहीं करता कि इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर एक निश्चित कक्षा में चक्कर लगाता है या यत्र-तत्र।
- (ii) रदरफोर्ड के परमाणु मॉडल से 'परमाणु स्पेक्ट्रम' की स्पष्ट रेखाओं के निर्माण की व्याख्या संभव नहीं है।

#### प्लैंक का क्वांटम सिद्धांत (Planck's Quantum Theory) —

- 1901 ई० में प्लैंक ने तप्त काली वस्तुओं से उत्सर्जित होने वाली वस्तुओं से उत्सर्जित विभिन्न कंपन-आवृत्तियों वाली प्रकाश ऊर्जा के अध्ययन से एक सिद्धांत का प्रतिपादन किया।
- इसके अनुसार किसी वस्तु से प्रकाश और ऊष्मा जैसी विकिरण ऊर्जा का उत्सर्जन या अवशोषण सतत नहीं होता।
- उपयुक्त उत्सर्जन या अवशोषण असतत रूप से छोटे-छोटे पैकेट (Packets) के रूप में होता है।
- उपयुक्त छोटे पैकेट क्वांटम (Quantum) या फोटोन (Photon) कहलाते हैं।
- एक क्वांटम की ऊर्जा को निम्न समीकरण के द्वारा व्यक्त किया जाता है—

$$E = h\nu \quad \text{जहाँ } h \rightarrow \text{प्लैंक स्थिरांक, } \nu \rightarrow \text{विकिरण की कम्पनावृत्ति, } E = \text{क्वांटम की ऊर्जा।}$$

#### बोर का परमाणु मॉडल (Bohr's Atomic Model) —

- रदरफोर्ड मॉडल की कमियों का दूर करने तथा हाइड्रोजन-परमाणु की स्पेक्ट्रम को समझने के लिए नील बोर ने 1913 में मैक्स प्लैंक के क्वांटम सिद्धांत को आधार मानकर एक सिद्धांत प्रतिपादित किया, जिनके अनुसार—
- इलेक्ट्रॉन कुछ चुनी हुई सुनिश्चित कक्षाओं में नाभिक के चारों ओर चक्कर काटते रहते हैं।
- इन इलेक्ट्रॉनों के साथ ऊर्जा की एक निश्चित मात्रा होती है।
- इसलिए, इलेक्ट्रॉन की इन कक्षाओं को ऊर्जा-स्तर (Energy level) या ऊर्जा-शेल (Energy shell) भी कहा जाता है।
- इन ऊर्जा स्तरों को K, L, M, N, O, P आदि अक्षरों से निरूपित किये जाते हैं।
- जब तक कोई इलेक्ट्रॉन किसी निश्चित कक्षा में रहता है, तब तक उसकी ऊर्जा स्थिर रहती है।
- जब इलेक्ट्रॉन किसी दूर वाली कक्षा से निकट वाली कक्षा में आता है, तो ऊर्जा का उत्सर्जन होता है।
- जब इलेक्ट्रॉन नाभिक के निकट वाली कक्षा से दूर वाली कक्षा में जाता है, तो वह ऊर्जा का अवशोषण करता है।
- बोर सिद्धांत की सहायता से हाइड्रोजन-परमाणु तथा इसी की तरह एक इलेक्ट्रॉन वाले परमाणुओं ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{++}$ ) आदि की स्पेक्ट्रमी रेखाओं की व्याख्या अच्छी तरह से हो सकती है।
- बोर सिद्धांत के आधार पर ही क्वांटम संख्याओं के सिद्धांत की नींव पड़ी।
- इस सिद्धांत ने प्रमाणित कर दिया कि परमाणु स्थायी होते हैं।

#### परमाणु क्रमांक (Atomic number) —

- किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की संख्या को उस तत्व का परमाणु क्रमांक कहते हैं, इसे  $z$  से सूचित किया जाता है। जब परमाणु आवेशित अवस्था में रहता है—

$$\text{परमाणु क्रमांक} = \text{प्रोटॉनों की संख्या} \neq e$$

- जब परमाणु उदासीन अवस्था में रहता है।

$$\text{परमाणु क्रमांक} = \text{प्रोटॉनों की संख्या} = \text{इलेक्ट्रॉनों की संख्या}$$

#### द्रव्यमान संख्या (Mass number) —

- किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन की संख्या का योग उसे परमाणु की द्रव्यमान संख्या कहते हैं।
- नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन तथा न्यूट्रॉन को न्यूक्लिऑन के नाम से भी जाना जाता है।
- इसे  $A$  से सूचित किया जाता है।
- दूसरी भाषा में द्रव्यमान संख्या = प्रोटॉन की संख्या + न्यूट्रॉन की संख्या

$$\text{अतः } A = P + n \quad \text{या } A = Z + n$$

#### परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass) —

- सभी तत्वों का परमाणु द्रव्यमान एक संख्या है।
- इससे ज्ञात होता है कि वही तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान कार्बन-12 परमाणु के द्रव्यमान के 12 वें भाग से कितना गुणा भारी है।

$$\text{अतः परमाणु द्रव्यमान} = \frac{\text{तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\frac{1}{12} \times \text{C}^{12} \text{ परमाणु का द्रव्यमान}}$$

- अणु भार (Molecular weight) — किसी पदार्थ का अणुभार वह संख्या है जिससे ज्ञात होता है कि उस पदार्थ का एक अणु कार्बन-12 के एक परमाणु के 12 वें भाग से कितना गुणा भारी है।
- ग्राम परमाणु-द्रव्यमान (Gram-atomic mass) — जब तत्वों के परमाणु द्रव्यमान को ग्राम में व्यक्त किया जाता है। तो उसे ग्राम-परमाणु द्रव्यमान कहते हैं।



- परमाणु-द्रव्यमान इकाई (Atomic mass unit)—जब परमाणु द्रव्यमान 12 होता है तो कार्बन के एक परमाणु के द्रव्यमान के  $\frac{1}{12}$  भाग को परमाणु-द्रव्यमान इकाई कहते हैं।
- परमाणु द्रव्यमान इकाई को छोटी रूप में amu (atomic mass unit) द्वारा सूचित किया जाता है।

### परमाण्विक प्रतीक का निरूपण (Representation of Atomic Symbol)—

- एक उदासीन परमाणु में नाभिक के बाहर इलेक्ट्रॉनों की संख्या नाभिक में उपस्थित धन आवेशों के इकाइयों की संख्या के बराबर होती है।
- किसी उदासीन परमाणु X के प्रतीक का निरूपण निम्न प्रकार से होता है—  
 ${}_Z^AX$ , जहाँ; A  $\Rightarrow$  द्रव्यमान संख्या (Mass number)  
 Z  $\Rightarrow$  परमाणु संख्या (Atomic number)

### बोर-बरी स्कीम (Bohr Burry Scheme)—

- 1914 में नील बोर ने रदरफोर्ड की परमाणु रचना को दोषपूर्ण बताते हुए कहा कि ग्रहीय इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा केंद्रक (Nucleus) के विद्युतीय क्षेत्र में बराबर घूमते रहने के कारण धीरे-धीरे कम होती जाएगी और उनके कक्षा छोटे होते जाएंगे। इस प्रकार, अंततः ये इलेक्ट्रॉन, केंद्रक में गिर पड़ेंगे।
- बोर का मानना था कि ये इलेक्ट्रॉन केंद्रक के चारों ओर अनियमित कक्षाओं (Indefinite Orbits) में नहीं, बल्कि कुछ विशिष्ट चक्रों में ही घूम सकते हैं।
- किसी विशिष्ट कक्षा में घूमते समय इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा का क्षय (Dissipation) नहीं हो पाता।
- जब इलेक्ट्रॉन एक कक्षा से दूसरे कक्षा में जाता है, तभी उसकी ऊर्जा में परिवर्तन होता है।
- किसी कक्षा में घूमने वाले इलेक्ट्रॉनों की व्यवस्था ही बोर-बरी स्कीम कहलाती है। इसके अनुसार
- (i) किसी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या  $2n^2$  जहाँ  $n =$  कक्षा संख्या = क्वांटम संख्या। उदाहरणार्थ;

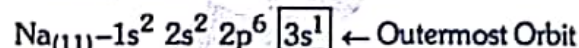
- पहली कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या  $= 2 \times 1^2 = 2$
- दूसरी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या  $= 2 \times 2^2 = 8$
- तीसरी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या  $= 2 \times 3^2 = 18$
- चौथी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या  $= 2 \times 4^2 = 32$

- (ii) अंतिम कक्षा में, चाहे उसकी कक्षा संख्या कुछ भी हो, 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते। अतः तीसरी कक्षा में 18 इलेक्ट्रॉन तभी होंगे, जब चौथी कक्षा में भी इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो। यदि तीसरी कक्षा परमाणु की बाह्यतम कक्षा है, तो उसमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या अधिक से अधिक 8 ही होगी, 18 नहीं।
- (iii) बाह्यतम कक्षा के ठीक पहले वाली कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की उच्चतम संख्या 18 से अधिक नहीं हो सकती, चाहे उसकी कक्षा संख्या कुछ भी हो। उदाहरणार्थ, चौथी कक्षा में 32 इलेक्ट्रॉन तभी रह सकते हैं, जब 5वीं एवं 6वीं कक्षा में भी इलेक्ट्रॉन उपस्थित हो। यदि छठी कक्षा में इलेक्ट्रॉन नहीं है, तो चौथी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या 18 होगी, बराबर कि 5वीं कक्षा में भी इलेक्ट्रॉन उपस्थित हों।
- परमाणु के इलेक्ट्रॉन, केंद्रक के चारों ओर कुछ खास ऊर्जा स्तरों (Definite Energy Levels) अथवा कक्षाओं (Orbits) में वितरित रहते हैं, जिन्हें शेल (Shell) कहते हैं। इस प्रकार,  $n = 1$  को K से,  $n = 2$  को L से,  $n = 3$  को M से, ..... ,  $n = 7$  को Q से सूचित किया जाता है।
- प्रत्येक सब-शेल में कई सब-शेल (Sub-Shells) अथवा ऑर्बिटल (Orbitals) होते हैं, जिन्हें s, p, d एवं f से सूचित किया जाता है।

- प्रत्येक सब-शेल में इलेक्ट्रॉन एक निश्चित उच्चतम संख्या में ही रह सकते हैं, जिनकी संख्या  $2(2n - 1) = 4n - 2$  द्वारा प्राप्त की जाती है, जहाँ  $n =$  कक्षा संख्या।
- उपरोक्त सूत्र से s में 2, p में 6, d में 10 तथा f सब-शेल में अधिकतम 14 इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं।

### संयोजी इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)—

- किसी भी परमाणु की बाह्यतम कक्षा (Outermost Orbit) के इलेक्ट्रॉन संयोजी इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं, जबकि इनकी भीतरी कक्षाओं के इलेक्ट्रॉन कोर इलेक्ट्रॉन (Core Electrons) कहलाते हैं, उदाहरणार्थ, सोडियम (Na) परमाणु में 1 संयोजी इलेक्ट्रॉन तथा 10 कोर इलेक्ट्रॉन होते हैं—



- किसी परमाणु के संयोजी इलेक्ट्रॉनों द्वारा उस तत्व की संयोजकता (Valency) निर्धारित होती है।
- परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉनों की ऊर्जा अन्य इलेक्ट्रॉनों की अपेक्षा उच्चतम होती है, अतः रासायनिक प्रतिक्रियाओं में यही इलेक्ट्रॉन भाग लेते हैं।
- किसी तत्व की रासायनिक प्रकृति उसके परमाणु में उपस्थित संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या पर ही निर्भर करती है।

### क्वार्क (Quark)—

- पदार्थ के मूल कणों को बनाने वाले कणों को क्वार्क कहते हैं।
- अभी तक क्वार्क में एक काल्पनिक कण है।
- कुछ वैज्ञानिक का मत है कि क्वार्क का अस्तित्व है, क्योंकि क्वार्कों के मिलने से दूसरे कण बनते हैं।
- क्वार्क कणों पर आंशिक आवेश होता है।
- इनके अस्तित्व के विषय में सर्वप्रथम अमेरिका के भौतिकशास्त्रियों मुरेगेलमान और जॉर्ज ज्वीग ने 1964 में कल्पना की थी।

### अणु (Atom)—

- इसका सबसे महत्वपूर्ण गुण है कि यह पदार्थ की सभी विशेषताओं को प्रकट करता है।
- अतः किसी पदार्थ का वह छोटे-से-छोटे कण जो स्वतंत्र अवस्था में रह सकता है अणु कहलाता है।
- अणु एक ही परमाणुओं से मिलकर बना होता है।
- यह एक परमाणुक, द्वि-परमाणुक या बहु-परमाणुक भी हो सकता है।

### अणु दो प्रकार का होता है।

1. तत्व के अणु (तात्विक अणु) (Molecule of element)— यह सिर्फ एक प्रकार की परमाणु से मिलकर बना होता है, जैसे नाइट्रोजन का अणु ( $\text{N}_2$ ), ऑक्सीजन का अणु ( $\text{O}_2$ )।
2. यौगिक के अणु (Molecule of compound)— यह दो से अधिक परमाणु से मिलकर बना होता है। जैसे—कार्बन-डाई-ऑक्साइड का अणु ( $\text{CO}_2$ )।

### परमाणुकता (Atomicity)—

- किसी तत्व या यौगिक के एक अणु में उपस्थित परमाणुओं की संख्या को परमाणुकता कहते हैं।
- नाइट्रोजन की परमाणुकता  $\text{N}_2$  में 2 होती है।

### मोल (Mole)—

- मोल पदार्थ की वह राशि है जिसका निश्चित सूत्र हो तथा पदार्थ के इकाई सूत्र की संख्या उतनी हो जिनकी शुद्ध कार्बन-12 आइसोटोप के ठीक 12 ग्राम में परमाणुओं की संख्या है।
- मोल की संख्या  $6.022 \times 10^{23}$  होती है। अतः  $6.022 \times 10^{23}$  हो मोल को प्रकट करती है। जिसे एवोगाड्रो संख्या कहते हैं।
- मोल को इकाई रूप में 1967 ई० में स्वीकार किया गया, जो मोल संख्या एवं द्रव्यमान दोनों का प्रतीक है।
- यह कार्बन के 12 ग्राम या एक मोल में  $6.022 \times 10^{23}$  परमाणु होता है।
- सामान्यतः ताप व दाब पर किसी गैस के 22.4 लीटर या 22400 ml में  $6.022 \times 10^{23}$  अणु रहता है।



### क्वांटम संख्या (Quantum Numbers)—

- क्वांटम संख्या से केवल इलेक्ट्रॉन की स्थिति तथा उसकी ऊर्जा का पता चलता है।
- क्वांटम संख्या मुख्यतः चार हैं—
- 1. **मुख्य क्वांटम संख्या (Principal Quantum No.)**— इसे  $n$  से सूचित किया जाता है। इससे इलेक्ट्रॉन ऑर्बिटल की औसत दूरी तथा इलेक्ट्रॉन की औसत ऊर्जा को प्रदर्शित किया जाता है। "जिसका शून्य मान नहीं होता है तथा अन्य धनात्मक पूर्णांक (1, 2, 3, ....) होता है।
- 2. **दिगंशी क्वांटम संख्या (Azimuthal Quantum No.)**— यह इलेक्ट्रॉन के कोणीय संवेग को प्रकट करता है। इसे  $l$  से सूचित किया जाता है। यह  $n$  के किसी मान के लिए  $l$  का मान 0 से लेकर  $(n-1)$  तक कुछ भी हो सकता है।
- 3. **चुम्बकीय क्वांटम संख्या (Magnetic Quantum No.)**— इसे  $m$  से सूचित किया जाता है। इससे इलेक्ट्रॉन का उप ऊर्जा स्तरों के कक्षकों को प्रदर्शित करता है। इसमें  $m$  का मान  $l$  के मान पर ही निर्भर करता है। इसका मान शून्य सहित कुछ भी हो सकता है।
- 4. **चक्रण क्वांटम संख्या (Spin Quantum No.)**— यह घूमते इलेक्ट्रॉन के दिशा को बदलता है। इसे  $s$  से सूचित किया जाता है।
- इसके केवल दो ही मान होते हैं—  $+\frac{1}{2}$  तथा  $-\frac{1}{2}$ ।
- एक ही परमाणु में उपस्थित दो इलेक्ट्रॉनों को चारों क्वांटम संख्याएं समान नहीं हो सकती। यह नियम पाउली का अपवर्जक सिद्धांत कहलाता है।
- इसके अनुसार यदि दो इलेक्ट्रॉन  $n$ ,  $l$  तथा  $m$  के मान एक ही हों तो उनमें से एक के लिए  $s$  का मात्र  $+\frac{1}{2}$  तथा दूसरे के लिए  $-\frac{1}{2}$  होता है।
- **नाभिक (Nucleus)**— परमाणु का केन्द्रीय भाग नाभिक कहलाता है। नाभिक की त्रिज्या  $10^{-13}$  cm तथा परमाणु की त्रिज्या  $10^{-8}$  cm होती है। नाभिक में परमाणु का सम्पूर्ण द्रव्यमान एवं धन आवेश होता है।
- **समभारिक (Isobars)**— समान परमाणु द्रव्यमान परन्तु भिन्न परमाणु क्रमांक के परमाणुओं को समभारिक कहते हैं। जैसे—  $^{18}\text{Ar}^{40}$ ,  $^{19}\text{K}^{40}$  आदि।
- **समस्थानिक (Isotope)**— एक तत्व के विभिन्न परमाणुओं को जिनकी परमाणु संख्या समान हों, परन्तु परमाणु द्रव्यमान भिन्न हो समस्थानिक कहलाता है।  $^1\text{H}^1$ -प्रोटियम,  $^1\text{H}^2$ -ड्यूटेरियम,  $^1\text{H}^3$ -ट्राइटियम आदि।
- समान न्यूट्रॉनों वाले परमाणु को **समन्यूट्रॉनिक**  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$  तथा समान इलेक्ट्रॉन विन्यास वाले परमाणु एवं आयन को **समइलेक्ट्रॉनिक** कहते हैं। जैसे—  $^1\text{H}^3$ ,  $^2\text{He}^4$
- **आइसोडायफर (Isodiapher)**— भिन्न-भिन्न तत्वों के ऐसे परमाणु, जिनमें न्यूट्रॉन और प्रोटॉन की संख्या का अंतर समान हों, उन्हें आइसोडायफर कहते हैं। जैसे—  $^{92}\text{U}^{235}$  तथा  $^{90}\text{Th}^{231}$ । इनमें से प्रत्येक परमाणु में न्यूट्रॉन और प्रोटॉन की संख्या का अंतर 51 है।

- **आइसो इलेक्ट्रॉनिक (Iso-electronic)**— परमाणु आयन या यौगिक, जिनमें इलेक्ट्रॉन की संख्या समान होती है, आइसो इलेक्ट्रॉनिक कहलाते हैं। जैसे—  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  तथा  $\text{Al}^{3+}$  इनमें से प्रत्येक में 10 इलेक्ट्रॉन हैं।
- **आइसोइस्टर (Isoester)**— ऐसे आइसो इलेक्ट्रॉनिक हैं, जिनमें परमाणुओं की संख्या भी समान होती है, उन्हें आइसोइस्टर कहते हैं। जैसे—  $\text{NH}_4^+$  तथा  $\text{CH}_4$ ।

### IMPORTANT FACTS

- परमाणु की त्रिज्या  $1 \times 10^{-8}$  सेमी कोटि की होती है।
- नाभिक की त्रिज्या  $1 \times 10^{-2}$  सेमी कोटि की होती है।
- इलेक्ट्रॉन पर आवेश का परिमाण  $1.602 \times 10^{-19}$  कूलॉम अथवा  $4.0822 \times 10^{-10}$  amu होता है।
- इलेक्ट्रॉन का भार ग्राम में  $9.1083 \times 10^{-28}$  ग्राम होता है।
- इलेक्ट्रॉन की त्रिज्या  $2.8 \times 10^{-23}$  सेमी की कोटि की होती है।
- इलेक्ट्रॉन के आवेशों के द्रव्यमानों का अनुपात  $1.76 \times 10^8$  कूलॉम प्रति ग्राम होता है।
- इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान हाइड्रोजन के परमाणु के द्रव्यमान का  $\frac{1}{1831}$  वां भाग होता है।
- प्रोटॉन पर इकाई धन-आवेश  $1.602 \times 10^{-19}$  कूलॉम होता है, प्रोटॉन का द्रव्यमान  $1.672 \times 10^{-24}$  ग्राम अथवा 1.008 amu होता है।
- प्रोटॉन की त्रिज्या  $1 \times 10^{-18}$  सेमी कोटि की होती है।
- हाइड्रोजन आयन ( $\text{H}^+$ ) को प्रोटॉन कहते हैं।
- न्यूट्रॉन का द्रव्यमान प्रोटॉन के द्रव्यमान के बराबर होता है।

### परमाणु संरचना : महत्वपूर्ण तथ्य एक नजर में

- पदार्थ का सूक्ष्मतम कण है —परमाणु (Atom)
- परमाणु स्वतंत्र अवस्था में नहीं रह सकता है, परंतु भाग लेता है —रासायनिक अभिक्रिया में
- एक से अधिक परमाणु मिलकर बनाते हैं —अणु (Molecule)
- अनेक अणु मिलकर बनाते हैं —पदार्थ (Matter)
- दुनियाँ की सभी वस्तुएं कहलाती हैं —पदार्थ
- पदार्थ की अवस्थाएँ होती हैं —ठोस, द्रव तथा गैस
- परमाणु के नाभिक में दो तत्व होते हैं —प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन
- तत्व का परमाणु क्रमांक है —नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या
- प्रोटॉन की वेधन क्षमता कम होती है —इलेक्ट्रॉन से
- इलेक्ट्रॉन में आवेश होता है —एक इकाई ऋणात्मक आवेश
- उदासीन परमाणु का धनायन उत्पन्न होता है —इलेक्ट्रॉन के निकलने से
- इलेक्ट्रॉन, प्रोटॉन एवं न्यूट्रॉन में से सबसे हल्का कण है —प्रोटॉन
- दो परमाणुओं की द्रव्यमान संख्याएँ समान हों, परन्तु परमाणु संख्याएँ भिन्न हों तो ऐसे दो परमाणुओं को कहा जाता है —समभारिक
- किसी परमाणु के वृत्तीय कक्ष में नाभिक का चक्कर लगाता है —इलेक्ट्रॉन
- हाइड्रोजन के समस्थानिकों की संख्या होती है —तीन
- इलेक्ट्रॉन का द्रव्यमान हाइड्रोजन परमाणु के द्रव्यमान का होता है — $\frac{1}{1837}$ वां भाग
- एक विद्युत आवेशिक परमाणु या परमाणुओं का समूह कहलाता है —एक आयन

### मूल कण (Fundamental Particles)

	प्रोटॉन (p)	इलेक्ट्रॉन (e)	न्यूट्रॉन (n)
• आवेश (Charge)	$+1.602 \times 10^{-19}$ कूलंब	$-1.602 \times 10^{-19}$ कूलंब	0
• आवेश संख्या (सापेक्षिक आवेश)	+1	-1	0
• निरपेक्ष द्रव्यमान	$1.673 \times 10^{-27}$ किग्रा	$1.672 \times 10^{-31}$ किग्रा	$1.675 \times 10^{-27}$ किग्रा
• सापेक्ष द्रव्यमान	1837	1	1839



तत्व	संकेत	परमाणु संख्या	समस्थानिकों की संख्या	खोजकर्ता ( वर्ष )
एल्युमिनियम	Al	13	8	वोहलर (1827)
आर्गन	Ar	18	8	रैले एवं रैम्से (1894)
बेरियम	Ba	56	25	डेवी (1808)
बेरीलियम	Be	4	6	वैकलिन (1798)
बिस्मिथ	Bi	83	19	ज्योफ्रे यंगर (1753)
बोरॉन	B	5	6	ग्रे-लुसक एवं थेनार्ड (1808)
ब्रोमीन	Br	35	19	बलार्ड (1826)
कैडमियम	Cd	48	22	स्ट्रॉमेयर (1817)
कैल्सियम	Ca	20	14	डेवी (1808)
कार्बन	C	6	7	पूर्व ऐतिहासिक
सीजियम	Cs	55	22	बुसेन एवं किरचॉफ (1860)
क्लोरीन	Cl	17	11	शीले (1774)
क्रोमियम	Cr	24	9	वैकलिन (1797)
कोबाल्ट	Co	27	14	बैट (1735)
तांबा	Cu	29	11	पूर्व ऐतिहासिक
फ्लोरीन	F	9	6	म्योसन (1886)
फ्रेंशियम	Fr	87	21	पेरी (1939)
जर्मेनियम	Ge	32	17	विकलर (1886)
सोना	Au	79	21	पूर्व ऐतिहासिक
हीलियम	He	2	5	जान्सेन (1868)
हाइड्रोजन	H	1	3	कैवेंडिश (1766)
आयोडीन	I	53	24	कोर्टवैस (1811)
लोहा	Fe	26	10	पूर्व ऐतिहासिक
क्रिप्टॉन	Kr	36	23	रैम्से एवं ट्रेवर्स (1898)
सीसा (लेड)	Pb	82	29	पूर्व ऐतिहासिक
मैग्नेशियम	Mg	12	8	क्लैक (1755)
मैंगनीज	Mn	25	11	गैन, शीले एवं बर्गमैन (1774)
पाप (मरकरी)	Hg	80	26	पूर्व ऐतिहासिक
निऑन	Ne	10	8	रैम्से एवं ट्रेवर्स (1898)
निकेल	Ni	28	11	क्रॉन्स्टेड (1751)
नाइट्रोजन	N	7	8	रदरफोर्ड (1772)
ऑस्मियम	Os	76	19	टीनेट (1803)
ऑक्सीजन	O	8	8	प्रिस्टले (1774)
फॉस्फोरस	P	15	7	एच ब्रैण्ड (1803)
प्लैटिनम	Pt	78	32	उलोआ एवं वुड (1735)
पोलोनियम	Po	84	34	क्यूरी (1898)
प्लूटोनियम	Pu	94	16	(सर्वाधिक)
पोटेशियम	K	19	10	सोबर्ग (1940)
रेडियम	Ra	88	15	डेवी (1807)
रेडॉन	Rn	86	20	पेरी एवं मैडम क्यूरी (1898)
सेलेनियम	Se	34	20	डॉन (1900)
सिलिकॉन	Si	14	8	बर्जीलियस (1817)
चांदी (सिल्वर)	Ag	47	27	बर्जीलियस (1824)
सोडियम	Na	11	7	पूर्व-ऐतिहासिक
सल्फर (गंधक)	S	16	10	डेवी (1807)
थोरियम	Th	90	12	पूर्व-ऐतिहासिक
टिन	Sn	50	28	बर्जीलियस (1828)
टिटैनियम	Ti	22	9	पूर्व ऐतिहासिक
टंगस्टन	W	74	22	ग्रिगोर (1791)
यूरेनियम	U	92	15	एल्हेयर (1783)
वैनेडियम	V	23	9	क्लाप्रोट (1789)
जेनॉन	Xe	54	31	डेलरिओ (1801)
जस्ता	Zn	30	15	रैम्से एवं ट्रेवर्स (1898)
जिकॉनियम	Zr	40	20	पूर्व-ऐतिहासिक
				क्लेप्रोय (1789)

- तत्व की परमाणविक संख्या किसी सेल में संख्या दर्शाती है —इलेक्ट्रॉन की
- एक परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या आर्थिटलों की संख्या के —बराबर होती है
- 'एक परमाणु के दो इलेक्ट्रॉनों की चारों क्याण्टम संख्याएं समान नहीं हो सकतीं' —पाउली एक्सक्लूजन सिद्धांत
- द्रव्यमान संरक्षण के नियम की खोज की —लैवोयियर ने
- गुणात्मक समानुपात का नियम खोजा गया था —जॉन डाल्टन द्वारा
- अनिश्चित सिद्धांत का प्रतिपादन किया गया —रदरफोर्ड द्वारा
- इलेक्ट्रॉन की तरंग प्रकृति सर्वप्रथम बतायी गयी —श्राडिंजर द्वारा
- परमाणु द्रव्यमान व द्रव्यमान संख्या का अंतर कहलाता है —द्रव्यमान अंतर
- समान संख्या वाले न्यूक्लियोनों को कहा जाता है —आइसोटोप
- "कैथोड किरणें इलेक्ट्रॉनों से निर्मित होती हैं"— यह सिद्ध किया —सर विलियम क्रूक्स ने
- धनात्मक कणों का स्वभाव निर्भर करते हैं —अर्वाइश्ट गैस के द्वारा
- किसी परमाणु के गुण निर्भर करते हैं —इलेक्ट्रॉनिक संरचना पर
- कार्बन परमाणु में अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों की संख्या होती है —तीन

### रासायनिक बंधन (Chemical Bonding)

- जब कोई तत्व किसी अन्य तत्व के साथ संयुक्त होने की जो क्षमता प्रदान करता है वह उसकी संयोजकता कहलाती है।
- अक्रिय गैसों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration of Inert Gases)—
- अक्रिय गैसों छः हैं- हीलियम (He), निऑन (Ne), आर्गन (Ar), क्रिप्टन (Kr), जेनॉन (Xe) तथा रेडॉन (Rn)।
- ये न तो किसी आविष्कारक से अभिक्रिया करते हैं न ही किसी रासायनिक यौगिक का निर्माण ही करते हैं।
- यदि इन तत्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर गौर किया जाय तो पाया जाता है कि हीलियम को छोड़कर शेष अक्रिय गैसों के बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- यही कारण है कि अक्रिय गैस किसी अन्य तत्व से या आपस में भी संयोग नहीं करती है।
- लिविस एवं कोसेल के अनुसार यदि किसी तत्व के परमाणु की बाह्यतम कक्षा पहली कक्षा हो तो, वह हीलियम की तरह दो इलेक्ट्रॉन में ही स्थायी संरचना प्राप्त करते हैं अन्य तत्वों के परमाणु भी अपने सबसे निकटतम निष्क्रिय गैसों की तरह इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करना चाहते हैं।
- अन्य तत्वों के परमाणु द्वारा अपने बाह्यतम कक्षा में 8 इलेक्ट्रॉन पूर्ण कर स्थायी संरचना इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करने की प्रवृत्ति को अष्टक सिद्धान्त (Rule of Octet) कहा जाता है।
- अगर K- कक्षा संयोगी कक्षा हों, तो इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करने का सिद्धान्त द्विक,-सिद्धान्त कहा जाता है।

### अक्रिय गैसों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

अक्रिय गैस	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	संयोजी इलेक्ट्रॉन
He	2	1s <sup>2</sup>	2
Ne	10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8
Ar	18	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	8
Kr	36	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	8
Xe	54	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 5d <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	8
Rn	86	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 5d <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup>	8



### रासायनिक संयोग के कारण (Cause of Chemical Combination) —

- अक्रिय गैसों को छोड़कर अन्य जितने भी तत्व हैं, उनके परमाणुओं की बाह्यतम कक्षाएँ अस्थायी होती हैं, क्योंकि उनमें आठ से कम इलेक्ट्रॉन होते हैं।
- ये अपनी बाह्यतम कक्षा में अपने निकटतम अक्रिय गैसों की भाँति इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर लेने की प्रवृत्ति रखते हैं, ताकि ये स्थायी बन जाएँ।
- यही कारण है कि तत्वों के बीच रासायनिक संयोग होता है।

### अष्टक नियम (Octet Rule) —

- किसी परमाणु के बाह्यतम कक्षा में अधिकतम आठ इलेक्ट्रॉन होने के नियम को 'अष्टक नियम' कहते हैं।
- इस नियम के आधार पर कोसेल (Kossel) तथा लेविस (Lewis) ने 1916 ई० में रासायनिक बंधन के इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त (Electronic Theory of Chemical Combination) को विकसित किया।

### अष्टक पूर्ण करने की विधि (Method of Completion of Octet) —

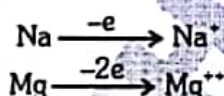
- कोई भी परमाणु अक्रिय गैस-जैसी इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था तीन प्रकार कर सकती है—
- (i) किसी दूसरे परमाणु को एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों का त्याग करके।
- (ii) किसी दूसरे परमाणु से एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण करके।
- (iii) किसी दूसरे परमाणु के साथ एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉनों को साझा करके।

### आयन (Ion) —

- परमाणु या परमाणुओं का वैसा समूह, जो विद्युत-आवेशयुक्त हो, 'आयन' कहलाता है।
- जैसे-सोडियम आयन ( $\text{Na}^+$ ), मैग्नेशियम आयन ( $\text{Mg}^{++}$ ) या ( $\text{Mg}^{2+}$ ), क्लोराइड आयन ( $\text{Cl}^-$ ), सल्फेट आयन ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), कार्बोनेट आयन ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) आदि।
- आयन दो प्रकार के होते हैं —
- (i) धनायन (Cation) तथा (ii) ऋणायन (Anion)।

### धनायन (Cation) —

- जिस आयन पर धन-आवेश रहता है, उसे धनायन कहते हैं। जैसे-  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  धनायन हैं।
- किसी परमाणु में से एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों (e) के निकल जाने से धनायन बनता है।



- सभी धातु-तत्वों के आयन धनायन होते हैं, लेकिन सिर्फ हाइड्रोजन आयन ( $\text{H}^+$ ) तथा अमोनियम आयन ( $\text{NH}_4^+$ ) अधातु तत्वों के बने होते हैं।

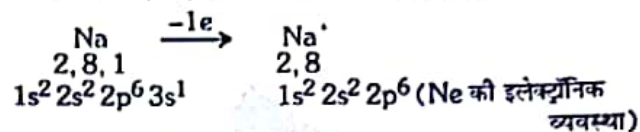
### ऋणायन (Anion) —

- जिस आयन पर ऋण-आवेश रहता है, उसे ऋणायन कहते हैं। जैसे-  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  आदि।
- किसी परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से वह ऋणायन बनता है।  $\text{Cl} + e \rightarrow \text{Cl}^-$
- सभी अधातु-तत्वों के आयन ऋणायन होते हैं।

### संयोजकता (Valency) —

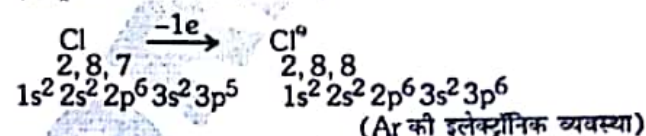
- इसकी उत्पत्ति लैटिन भाषा के शब्द Valentia से हुई है, जिसका अर्थ है-क्षमता अर्थात् तत्वों के परमाणुओं के परस्पर संयोजन-क्षमता को 'संयोजकता' कहते हैं।

- दूसरे शब्दों में, कोई परमाणु अपने निकटस्थ अक्रिय गैस-जैसी इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था को प्राप्त करने के लिए इलेक्ट्रॉनों का त्याग अथवा ग्रहण करता है, तो इन्हें त्यक्त अथवा ग्रहीत इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या को उस परमाणु की संयोजकता कहते हैं।
- जैसे-सोडियम (Na) परमाणु 1 इलेक्ट्रॉन त्याग कर निष्क्रिय रूपों में गैस निऑन (Ne)-जैसी इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था प्राप्त करती है।



अतः Na की संयोजकता 1 होती है।

- इसी प्रकार क्लोरीन (Cl) इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर आर्गन (Ar) जैसी इलेक्ट्रॉनिक व्यवस्था प्राप्त करती है।



अतः Cl की संयोजकता -1 होती है। इसी प्रकार ब्रोमाइड (Br), आयोडाइड (I) आदि की संयोजकता -1 होती है।

### विद्युत-धनात्मक तत्व (Electropositive Elements) —

- वैसे तत्वों के परमाणु, जो इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन में परिवर्तित हो जाने की प्रवृत्ति रखते हैं, 'विद्युत-धनात्मक तत्व' कहलाते हैं। जैसे- अधिकांश धातुएँ विद्युत-धनात्मक ही होती हैं।

### विद्युत-ऋणात्मक तत्व (Electronegative Elements) —

- वैसे तत्वों के परमाणु, जो इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन में परिवर्तित हो जाने की प्रवृत्ति रखते हैं, 'विद्युत-ऋणात्मक तत्व' कहलाते हैं। जैसे-कुछ अधातुएँ तथा हैलोजन (Cl, Br, I आदि) के तत्व विद्युत-ऋणात्मक हैं।

### इलेक्ट्रॉनिक सह-संयोजक बंधन —

- जो तत्वों के बाह्य-कोष में इलेक्ट्रॉन उपस्थित होते हैं उसे संयोजी इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

कुछ सामान्य आयनों के नाम, सूत्र तथा संयोजकता

नाम	आयन (Ion)	Symbol	Valency
<b>एक-संयोजक (Monovalent)</b>			
सोडियम	$\text{Na}^+$		+1
सिल्वर	$\text{Ag}^+$		+1
क्यूप्रस	$\text{Cu}^+$		+1
पोटेशियम	$\text{K}^+$		+1
हाइड्रोजन	$\text{H}^+$		+1
अमोनियम	$\text{NH}_4^+$		+1
क्लोराइड	$\text{Cl}^-$		-1
ब्रोमाइड	$\text{Br}^-$		-1
आयोडाइड	$\text{I}^-$		-1
फ्लूओराइड	$\text{F}^-$		-1
हाइड्रोक्साइड	$\text{OH}^-$		-1
नाइट्रो	$\text{NO}_3^-$		-1
नाइट्राइट	$\text{NO}_2^-$		-1
परमैंगनेट	$\text{MnO}_4^-$		-1
एसिटेट	$\text{CH}_3\text{COO}^-$		-1
बाईकार्बोनेट	$\text{HCO}_3^-$		-1
बाईसल्फेट	$\text{HSO}_4^-$		-1



**द्विसंयोजक (Divalent)**

कैल्सियम	Ca <sup>2+</sup>	+2
कैडमियम	Cd <sup>2+</sup>	+2
कूप्रिक	Cu <sup>2+</sup>	+2
फेरस	Fe <sup>2+</sup>	+2
जिंक	Zn <sup>2+</sup>	+2
निकेल	Ni <sup>2+</sup>	+2
मैग्नेशियम	Mg <sup>2+</sup>	+2
बेरियम	Ba <sup>2+</sup>	+2
ऑक्साइड	O <sup>2-</sup>	-2
सल्फेट	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-2
सल्फाइड	S <sup>2-</sup>	-2
सल्फाइट	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-2
थायोसल्फेट	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-2
क्रोमेट	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	-2
कार्बोनेट	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	-2

**त्रिसंयोजक (Trivalent)**

क्रोमियम	Cr <sup>3+</sup>	+3
फेरिक	Fe <sup>3+</sup>	+3
औरिक (Auric)		
(Gold)	Au <sup>3+</sup>	+3
ऐलुमिनियम	Al <sup>3+</sup>	+3
नाइट्राइड	N <sup>3-</sup>	-3
फॉस्फेट	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	-3
बोरेट	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	-3

- जब किसी रवा के आयनों को एक-दूसरे से अनंत दूरी तक अलग करने में जो ऊर्जा की आवश्यकता होती है। उसे जालक ऊर्जा कहते हैं।

**स्थिर-विद्युत् आकर्षण बल (Electrostatic Force of Attraction) —**

- दो विपरीत आवेश वाले आयनों के बीच स्थिर-विद्युत् आकर्षण बल को निम्नलिखित सूत्र से व्यक्त किया जाता है—

$$F = \frac{1}{K} \cdot \frac{q^1 q^2}{c^2}$$

जहाँ K माध्यम का पराविद्युत् स्थिरांक (Dielectric Constant) है। हवा में K का मान एकांक होता है। यह बल प्रायः कमजोर होता है।

**विद्युत्-संयोजक यौगिकों के गुण (Properties of Electrovalent Compounds) —**

- विद्युत्-संयोजक या आयनिक यौगिकों के निम्नलिखित गुण हैं—
- (i) विद्युत्-संयोजक यौगिक दो विपरीत आवेश वाले आयनों के कारण स्थिर-विद्युत् आकर्षण बल द्वारा आपस में दृढ़ता से जुड़े होते हैं। फलतः उनका क्वथनांक (Boiling Point) और द्रवनांक (Melting Point) काफी उच्च होता है।
- (ii) जल के साथ शीघ्रता से घुलकर ये आयनों में टूटते हैं। स्पष्ट है कि ये यौगिक द्रवित अथवा जलीय घोल की अवस्था में विद्युत् के सुचालक होंगे।
- (iii) इन यौगिकों की अभिक्रियाएं प्रायः तेज हुआ करती हैं।
- (iv) विद्युत्-संयोजक यौगिक समावयवता (Isomerism) प्रदर्शित नहीं करते।
- (v) ये यौगिक बड़े आकार वाले ठोस रवा बनाते हैं, जिसमें आयन नियमित रूप से त्रिविम में फैले होते हैं।
- (vi) ये ठोस-अवस्था में विद्युत् के कुचालक होते हैं।

**विद्युत्-संयोजक अथवा आयनिक यौगिकों के कुछ उदाहरण**

यौगिक	सूत्र	उपस्थित आयन
सोडियम क्लोराइड	NaCl	Na <sup>+</sup> एवं Cl <sup>-</sup>
सोडियम सल्फाइड	Na <sub>2</sub> S	2Na <sup>+</sup> एवं S <sup>2-</sup>
सोडियम हाइड्रॉक्साइड	NaOH	Na <sup>+</sup> एवं OH <sup>-</sup>
कैल्सियम क्लोराइड	CaCl <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup> एवं 2Cl <sup>-</sup>
पोटेशियम क्लोराइड	KCl	K <sup>+</sup> एवं Cl <sup>-</sup>
अमोनियम क्लोराइड	NH <sub>4</sub> Cl	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> एवं Cl <sup>-</sup>
कैल्सियम ऑक्साइड	CaO	Ca <sup>2+</sup> एवं O <sup>2-</sup>

**2. सह-संयोजक बंधन (Covalent Bond) —**

- किसी तत्व के एक परमाणु द्वारा दूसरे परमाणुओं के साथ साझा करके इलेक्ट्रॉन युग्मों की संख्या उस तत्व की सहसंयोजक बंधन कहलाता है।
- सह-संयोजक यौगिक की प्रकृति प्रायः दिशात्मक होती है।
- यह बंधन लगभग बराबर विद्युत् ऋणात्मक परमाणुओं के बीच बनता है।
- यह एक प्रबल बंधन होता है।
- ये यौगिक कार्बनिक घोलकों तथा क्लोरोफार्म एसीटोन बेन्जीन इत्यादि में घुलनशील लेकिन अकार्बनिक घोलकों जैसे जल में अघुलनशील होते हैं।
- समान परमाणु से बने अणु (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>), कार्बनिक यौगिक (एल्केन, एल्कीन, बेन्जीन आदि) अमोनिया जल आदि में सहसंयोजक बंधन का निर्माण करता है।
- सह संयोजक यौगिकों का गलनांक तथा क्वथनांक निम्न होता है।
- एक-एक इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी होने पर एकल बंधन जैसे हाइड्रोजन अणु का निर्माण (H..H → H-H) दो-दो इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी होने पर द्विक बंधन जैसे ऑक्सीजन अणु का निर्माण (O :: O → O=O) तथा तीन इलेक्ट्रॉन की साझेदारी होने पर त्रिक बंधन, जैसे-नाइट्रोजन का निर्माण (N :: N → N≡N) का निर्माण होता है।

संयोजकता के इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत के आधार पर किसी तत्व की संयोजकता उसके परमाणु के संयोजकता कोष में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या पर निर्भर करती है।

रासायनिक बंधन का संबंध किसी पदार्थ के अणुओं में उपस्थित अवयवी परमाणुओं के संयोजन से है।

अक्रिय गैसों की अभिक्रियाशीलता उसके बाह्यतम कक्ष में उपस्थित 8 इलेक्ट्रॉन (हीलियम को छोड़कर) की उपस्थिति के कारण होती है। अतः सभी परमाणु अपने निकटतम अक्रिय गैस के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को प्राप्त करने की प्रवृत्ति रखते हैं ताकि स्थायित्व प्राप्त किया जा सके।

परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण या साझेदारी के द्वारा बंधन का निर्माण होता है।

**परमाणु बंधन (Atomic Bonding) —**

इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण के फलस्वरूप जो बंधन बनते हैं उसे परमाणु-बंधन कहते हैं।

परमाणु-बंधन मुख्यतः तीन प्रकार के होते हैं।

**1. वैद्युत संयोजी बंधन (Electrovalent Bond) —**

यौगिक बनाने में तत्व का परमाणु जितने इलेक्ट्रॉन का त्याग करता अथवा ग्रहण करता है वह संख्या उस तत्व का विद्युत संयोजी बंधन या वैद्युत संयोजकता कहलाता है।

यह बंधन प्रायः विद्युत ऋणात्मक परमाणु तथा विद्युत धनात्मक परमाणु के बीच बनता है।

वैद्युत संयोजी बंधन यौगिकों का गलनांक तथा क्वथनांक उच्च होता है।

ये यौगिक अकार्बनिक घोलों, जैसे-जल में घुलनशील, जबकि कार्बनिक घोलकों में अघुलनशील होता है।

सोडियम क्लोराइड (NaCl), मैग्नेशियम सल्फेट (MgSO<sub>4</sub>) सोडियम कार्बोनेट (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), ऐल्युमिनियम क्लोराइड (AlCl<sub>3</sub>) आदि में बनने वाला बंधन वैद्युत संयोजी बंधन होता है।

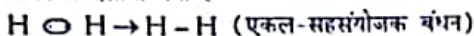
इसके आयनन की मात्रा प्रायः उच्च होती है।



- ताप, दाब की सामान्य अवस्था में ये प्रायः गैस वाष्पशील द्रव एवं मुलायम ठोस पदार्थ होते हैं।

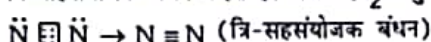
सहसंयोजक बंधन तीन प्रकार के होते हैं—

- (i) **एकल-सहसंयोजक बंधन (Single Covalent Bond)**— दो परमाणुओं के बीच एक-एक इलेक्ट्रॉन के साझे से बने बंधन को 'एकल-सहसंयोजक बंधन' कहते हैं। जैसे  $H_2$  के अणु में हाइड्रोजन के दो परमाणुओं के बीच एक-एक इलेक्ट्रॉन का साझा निम्नांकित प्रकार से दर्शाया गया है—



- (ii) **द्वि-सहसंयोजक बंधन (Double Covalent Bond)**— दो परमाणुओं के बीच दो-दो इलेक्ट्रॉनों के साझे से बने बंधन को 'द्वि-सहसंयोजक बंधन' कहते हैं। जैसे—ऑक्सीजन ( $O_2$ ) का बनना।  
 $\cdot \ddot{O} : \ddot{O} \cdot \rightarrow O = O$  (द्वि-सहसंयोजक बंधन)

- (iii) **त्रि-सहसंयोजक बंधन (Triple Covalent Bond)**— दो परमाणुओं के बीच तीन-तीन इलेक्ट्रॉनों के साझे से बने बंधन को त्रि-सहसंयोजक बंधन कहते हैं। जैसे— $N_2$  अणु का बनना।



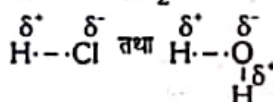
**सह-संयोजकता (Co-valency)—**

- किसी सह-संयोजक यौगिक में एक परमाणु की सह-संयोजकता इलेक्ट्रॉनों की वह संख्या है, जिसे वह परमाणु साझेदारी (sharing) में भाग लेने के लिए प्रदान करता है। उदाहरण के लिए  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  तथा  $CH_4$  में हाइड्रोजन, ऑक्सीजन, नाइट्रोजन तथा कार्बन की सह-संयोजकता क्रमशः 1, 2, 3 और 4 है।  
 सह-संयोजकता = किसी अणु में परमाणु द्वारा निर्मित सहसंयोजक बंधनों की संख्या है।

### सह-संयोजक अणुओं का बनना (Formation of Covalent Molecules)

**तात्त्विक अणुओं का बनना—**

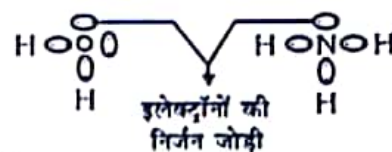
- क्लोरीन-अणुओं का निर्माण—क्लोरीन अणुओं का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्नलिखित है—  $Cl(17) - 1s^2 2s^2 3s^2 3p^5$   
 अतः क्लोरीन-परमाणु एक-एक इलेक्ट्रॉन साझा करके अपना अष्टक पूर्ण करता है तथा क्लोरीन अणु  $Cl_2$  का निर्माण करता है।  
 $\cdot \ddot{Cl} \cdot + \cdot \ddot{Cl} \cdot \rightarrow \cdot \ddot{Cl} : \ddot{Cl} \cdot = Cl - Cl$
- इन यौगिकों की प्रतिक्रियाएँ प्रायः मंद हुआ करती हैं।
- उदासीन अणुओं के बने होने के कारण सहसंयोजक यौगिक घोल में आयन नहीं बनाते हैं अर्थात् ये आयनों में नहीं टूटते हैं, फलतः सहसंयोजक यौगिक विद्युत के कुचालक और जल में अपुलनशील होते हैं, जबकि ये यौगिक बेजोन, ईथर, क्लोरोफॉर्म जैसे कार्बनिक घोलकों में घुलनशील होते हैं।
- उपर्युक्त गुणों के अलावे असदृश परमाणुओं के बीच बनने वाले ध्रुवीय सहसंयोजक बंधनों में आंशिक आयनिक अथवा ध्रुवीय गुण (प्रवृत्ति) भी पाए जाते हैं।
- उदाहरण के लिए  $HCl$  और  $H_2O$  को लिया जा सकता है।



**इलेक्ट्रॉनों की निर्जन जोड़ी (Lone pair of Electrons)—**

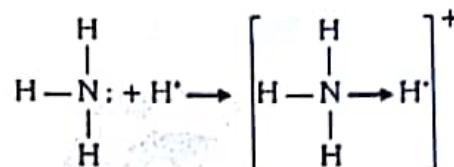
- सहसंयोजक बंधन के क्रम में परमाणु की बाह्यतम कक्षा के सभी इलेक्ट्रॉन भाग नहीं लेते हैं।
- संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉनों की ऐसी जोड़ी, जो बंधन-निर्माण में भाग नहीं लेती, इलेक्ट्रॉनों की निर्जन जोड़ी कहलाती है।

- उदाहरणार्थ—जल तथा अमोनिया के निर्माण को लिया जा सकता है—



3. **उप-संयोजक बंधन (Co-ordinate Bond)—**

- इस बंधन में इलेक्ट्रॉन-युग्म एक ही परमाणु से प्राप्त होता है अर्थात् दूसरा परमाणु ग्राही का कार्य करता है।

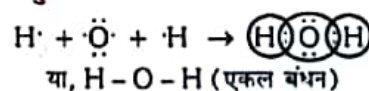


**परिवर्तनशील संयोजकता (Variable Valency)—**

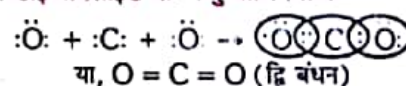
- कुछ तत्वों की संयोजकताएँ स्थिर न होकर परिवर्तनशील हुआ करती हैं। उदाहरण के लिए, फॉस्फोरस के तीन एवं पाँच ( $PCl_3$ ,  $PCl_5$ ) ताँबा के एक एवं दो ( $CuCl$  एवं  $CuCl_2$ ), लोहा के दो एवं तीन तथा मैंगनीज के 2 से लेकर 7 तक की संयोजकताओं को लिया जा सकता है। न्यून संख्या वाली संयोजकता 'अस' (Ous) से तथा अधिक संख्यावाली संयोजकता 'इक' (ic) से अंत होती है।
- **उपसहसंयोजी बंधन (Coordinate Bond)**— दाता द्वारा ग्राही को एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म दान से उपसहसंयोजक बंधन बनता है। अथवा, इस बंधन का निर्माण इलेक्ट्रॉनों की साझेदारी से होता है, किन्तु साझे से इलेक्ट्रॉनों की जोड़ी एक परमाणु द्वारा प्रदान किया जाता है।

### यौगिक अणुओं का निर्माण

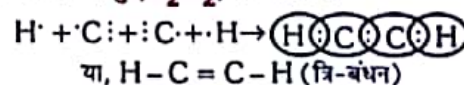
(i) जल के अणु का निर्माण—



(ii) कार्बन डाइऑक्साइड के अणु का निर्माण—



(iii) ऐसीटिलीन अणु ( $C_2H_2$ ) का निर्माण—



**सह-संयोजक यौगिकों के गुण (Properties of Covalent Bond)—**

- सह-संयोजक यौगिकों में अंतराण्विक बल (Intermolecular forces) विद्युत-संयोजक अथवा आयनिक यौगिकों में स्थिर-विद्युत आकर्षण बल के सापेक्ष कमजोर होते हैं। यही कारण है कि सह-संयोजक यौगिकों के द्रवणांक एवं क्वथनांक निम्न होते हैं।
- इस बंधन की खोज लेविस तथा कौशेल ने 1923 ई० में किया था।
- अमोनियम क्लोराइड ( $NH_4Cl$ ) तथा ओजोन ( $O_3$ ) में भी उपसहसंयोजक बंधन पाया जाता है।
- साझे के इलेक्ट्रॉन देने वाले परमाणु को दाता तथा ग्रहण करनेवाले परमाणु को ग्राही कहते हैं।
- सोडियम हाइड्रॉक्साइड ( $NaOH$ ), हाइड्रोजन सायनाइड ( $HCN$ ), सल्फ्यूरिक अम्ल ( $H_2SO_4$ ) कैल्सियम कार्बोनेट ( $CaCO_3$ ) आदि में सहसंयोजक एवं वैद्युत संयोजक दोनों बंधन पाया जाता है।
- उपसहसंयोजी बंधन के यौगिकों का गुण वैद्युत संयोजक तथा सहसंयोजक यौगिकों के बीच में होता है।