अध्याय–3
रासायनिक आबंध
CHEMICAL BOND

ब्रह्मांड में पाया जाने वाला प्रत्येक ठोस, द्रव एवं गैस एक या विभिन्न प्रकार के तत्त्वों से मिलकर बने होते है। उत्कृष्ट गैसों को छोड़कर ये तत्त्व एक स्वतन्त्र परमाणु के रूप में नहीं रह सकते है। ये परमाणु विशिष्ट गुणों वाले समूह के रूप में पाये जाते है जिन्हें अणु कहते है। इन अणुओं में एक या विभिन्न प्रकार के परमाणु या आयन आपस में एक दूसरे से एक बल द्वारा जुड़े रहते है, जिसे रासायनिक आबंध कहते है। अणुओं में विभिन्न तत्त्वों के परमाणु आपस में अलग–अलग तरीकों से जुड़े होते है। ये परमाणु या आयन में अपनी संयोजक क्षमता के आधार पर जुड़े रहते है।

किसी परमाणु या आयन की संयोजन करने की क्षमता उसकी संयोजकता कहलाती है। पहले किसी तत्त्व की संयोजकता हाइड्रोजन परमाणु की वह संख्या मानी जाती थी जो उस तत्त्व के एक परमाणु से संयुक्त होती है। जैसे H_2O में ऑक्सीजन की संयोजकता दो है क्योंकि ऑक्सीजन का एक परमाणु हाइड्रोजन के दो परमाणुओं से संयोग कर रहा है। इसी प्रकार CCl_4 में कार्बन की संयोजकता 4 है एवं क्लोरीन की संयोजकता एक है। प्रत्येक अणु अधिक से अधिक स्थायी होने का प्रयास करता है। जिसके लिए वह विभिन्न प्रकार के आबंध बनाता है। इस परिभाषा के अनुसार कार्बनिक यौगिकों (CH_4, C_2H_4, C_2H_2) में कार्बन की संयोजकता अलग–अलग होनी चाहिए परन्तु वास्तव में इन सब यौगिकों में कार्बन की संयोजकता 4 ही होती है। अणु सूत्र के आधार पर अलग–अलग प्रतीत होने वाली संयोजकता को इलेक्ट्रोनिक सिद्धान्त के आधार पर भली–भांति समझा जा सकता है।

3.1 संयोजकता का इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त (Electronic Theory of Valency)

सन् 1916 में कॉसेल एवं लुइस ने इलेक्ट्रॉनों के आधार पर सर्वप्रथम संयोजकता की तर्क संगत व्यांख्या करके संयोजकता के इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त को प्रतिपादित किया। इस सिद्धान्त के अनुसार :–

1. किसी परमाणु के बाह्य कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन उसके संयोजी इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं।

2. परमाणु के बाह्य कक्षकों में अधिकतम आठ इलेक्ट्रॉन समाहित हो सकते है। सभी परमाणु अपने बाह्य कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों का अष्टक पूर्ण करने का प्रयास करते है और इसके लिए वे सक्रिय रहते है। इसे **अष्टक नियम (Octet Rule)** कहते हैं।

3. तत्त्वों के परमाणु अष्टक निम्नलिखित प्रकार से पूर्ण करते हैं :–

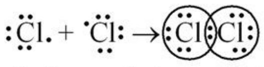
(अ) इलेक्ट्रॉन त्याग कर –

$$\underset{(2,\,8,\,1)}{Na} \rightarrow \underset{(2,\,8)}{Na^+} + e^-$$

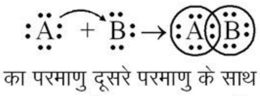
(ब) इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर –

$$\underset{(2,\,7)}{F} + e^- \rightarrow \underset{(2,\,8)}{F^-}$$

(स) दो परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉनों की समान साझेदारी कर –



(द) परमाणु के इलेक्ट्रॉन युग्म की दो परमाणुओं के मध्य साझेदारी कर –



4. किसी तत्त्व का परमाणु दूसरे परमाणु के साथ जितने इलेक्ट्रॉन का आदान–प्रदान करता है या साझा करता है, वह उस तत्त्व की संयोजकता कहलाती है।

5. अक्रिय (उत्कृष्ट) गैसों He, Ne, Ar, Kr, Xe एवं Rn के बाह्य कक्षकों में आठ इलेक्ट्रॉन होते है (He में 2)। इसलिए इनमें इलेक्ट्रॉन त्यागने, ग्रहण करने या साझा करने की प्रवृत्ति नहीं होती है। इसी कारण इन गैसों को अक्रिय या उत्कृष्ट गैसें कहते है।

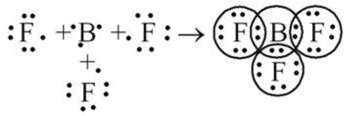
AGRIGYAN.IN

3.2 अष्टक नियम (Octet Rule)

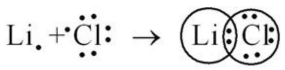
उत्कृष्ट गैसों के अतिरिक्त अन्य तत्त्वों के परमाणुओं के बाह्य कक्षकों में 8 से कम इलेक्ट्रॉन होते है। ये तत्त्व बाह्य कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों का आपस में पुनर्वितरण करके अपना अष्टक पूरा करके अपने निकट वाली उत्कृष्ट गैस जैसा इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त करने का प्रयास करते है। संयोजकता कक्षकों में आठ इलेक्ट्रॉन का विन्यास प्राप्त करना ही अष्टक नियम है।

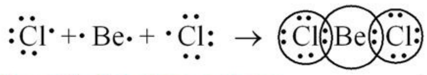
अष्टक नियम के अपवाद एवं कमियां (Exceptions and Deficiencies of Octet Rule) – अष्टक नियम के अनुसार स्थायी यौगिक के प्रत्येक परमाणु के बाह्य कक्षकों में 8 इलेक्ट्रॉन धारण करने की प्रवृत्ति होती है परन्तु यह सदैव लागु नहीं किया जा सकता है। ऐसे बहुत से स्थायी यौगिक या अणु है जिनके परमाणुओं के बाह्य कक्षकों में 8 से कम या अधिक इलेक्ट्रॉन रहते हैं। जो कि इस नियम के अपवाद है

1. अपूर्ण अष्टक – वे तत्त्व जिनके बाह्य कक्षकों में 2 या 3 ही इलेक्ट्रॉन पाये जाते है तथा सहसंयोजकता द्वारा अपना अष्टक पूर्ण करने में असमर्थ होते है फिर भी ये स्थायी यौगिक बनाते है। उदाहरण के लिये BF_3। बोरॉन परमाणु के बाह्य कक्षकों में 3 इलेक्ट्रॉन है। यह अपने 3 इलेक्ट्रॉनों का साझा तीन फ्लुओरीन परमाणुओं के साथ कर BF_3 अणु बनाता है। परिणामस्वरूप BF_3 में बोरॉन के बाह्य कक्ष में केवल 6 इलेक्ट्रॉन ही है अर्थात अष्टक पूर्ण नहीं है।



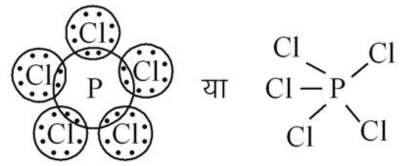
इसी प्रकार $BeCl_2$ एवं LiCl में क्रमशः Be एवं Li का अष्टक अपूर्ण है।

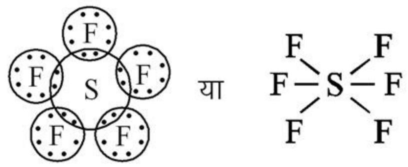




2. विषम इलेक्ट्रॉन संख्या वाले अणु – इस प्रकार के अणु या यौगिक जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या विषम होती है। जिससे सभी परमाणु अष्टक नियम का पालना नहीं कर पाते है। उदाहरण के लिए – नाइट्रोजन के ऑक्साइड गैसे NO, NO_2

3. अष्टक का प्रसार – कुछ यौगिकों में केन्द्रीय परमाणु में अष्टक का प्रसार हो जाता है। इससे कुछ तत्त्व अपने बाह्य कोश में आठ से अधिक इलेक्ट्रॉन रख सकते है। जैसे PCl_5 तथा SF_6 अणुओं में फॉस्फोरस एवं सल्फर परमाणुओं के बाह्य कक्ष में 10 एवं 12 इलेक्ट्रॉन होते है।





4. यह नियम उत्कृष्ट गैसों की अक्रियता पर आधारित है, परन्तु वातावरण में कुछ उत्कृष्ट गैसें ऑक्सीजन एवं फ्लुओरीन के साथ संयोजित होकर कई अणु या यौगिक बनाती है। जैसे XeF_2, KrF_2, $XeOF_2$ आदि।

5. इस सिद्धान्त से अणु या यौगिक की आकृति के बारे में पता नहीं चलता है।

3.3 रासायनिक आबंध के प्रकार (Types of Chemical Bonds)

रासायनिक संयोग में भाग लेने वाले परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनों का पुनर्वितरण 4 विधियों द्वारा हो सकता है जो कि निम्नलिखित है –

1. आयनिक आबंध
2. सहसंयोजक आबंध
3. उप सहसंयोजक आबंध
4. धात्विक आबंध

3.3.1 आयनिक आबंध (Ionic Bond) – अष्टक पूर्ण करने हेतु जब कोई परमाणु अपने संयोजी इलेक्ट्रॉनों का त्याग करता है अथवा संयोजकता कक्षकों में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है तो क्रमशः धन विद्युत तत्त्व (धनायन) एवं ऋण विद्युत तत्त्व (ऋणायन) बन जाते है। इस प्रक्रिया में त्यागे या ग्रहण किये गये इलेक्ट्रॉन की संख्या को उस तत्त्व की वैद्युत संयोजकता (Electro valency) कहते है। इस प्रकार बने धनायन तथा ऋणायन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निकटतम उत्कृष्ट गैस के स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के समान हो जाता है। इस प्रकार बने धनायन एवं ऋणायन परस्पर आकर्षित होकर स्थिर वैद्युत बल द्वारा परस्पर जुड़ कर अणु का निर्माण करते है। विपरीत आवेशित आयनों के मध्य स्थिर वैद्युत आकर्षण बल को आयनिक या वैद्युत संयोजक आबंध कहते है। जिन यौगिकों या अणुओं में यह आबंध उपस्थित रहता है उन्हें

AGRIGYAN.IN

आयनिक या वैद्युत संयोजक यौगिक या अणु कहते है। जैसे $NaCl$, $MgCl_2$ आदि।

1. सोडियम क्लोराइड का निर्माण –

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$
$$(2, 8, 1) \quad (2, 8)$$
$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$
$$(2, 8, 7) \quad (2, 8, 8)$$
$$Na^+ + Cl^- \rightarrow Na^+Cl^-$$

इस प्रकार जब आयनिक यौगिक का निर्माण होता है तो एक परमाणु द्वारा छोड़े गये इलेक्ट्रॉन की संख्या दूसरे परमाणु द्वारा ग्रहण किये गये इलेक्ट्रॉन की संख्या के बराबर होती है। अतः इस प्रकार निर्मित अणु वैद्युत उदासीन होता है।

2. मैग्निशियम क्लोराइड का निर्माण –

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$
$$(2, 8, 2) \quad (2, 8)$$
$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$
$$(2, 8, 7) \quad (2, 8, 8)$$
$$Mg^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Cl^- Mg^{++} Cl^- \text{ या } MgCl_2$$

इस प्रक्रिया में मैग्नीशियम परमाणु दो इलेक्ट्रॉन त्याग कर Mg^{2+} आयन का निर्माण करता है जो दो क्लोराइड आयनों के साथ आयनिक आबंध बनाकर $MgCl_2$ अणु का निर्माण करते है।

वैद्युत धनीय तत्त्व (IA और IIA) से वैद्युत ऋणीय तत्त्व (VIA और VIIA) में इलेक्ट्रॉनों के पूर्ण स्थानान्तरण से धनायन एवं ऋणायन बनते है, जिनके अष्टक पूर्ण होते है। इस प्रकार ये विपरीत आवेशित आयन स्थिर वैद्युत आकर्षण बलों से बन्धकर आयनिक यौगिक का निर्माण करते है।

आयनिक यौगिकों के गुण –

1. **भौतिक अवस्था :** साधारणतः आयनिक यौगिक ठोस अवस्था में होते है क्योंकि वे स्थिर वैद्युत आकर्षण बल द्वारा एक निश्चित अवस्था में संकुलित होकर रहते हैं जिसे क्रिस्टल जालक कहते है।
2. **गलनांक और क्वथनांक :** आयनिक यौगिकों में विपरीत आवेशित आयनों के बीच प्रबल स्थिर वैद्युत आकर्षण बल होता है। इन प्रबल बलों को तोड़ने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। अतः इनके गलनांक उच्च होते है परिणामस्वरूप क्वथनांक भी ऊँचे होते हैं।
3. **विलेयता :** ये यौगिक ध्रुवीय विलायकों जैसे H_2O, NH_3 एवं HF आदि में विलेय होते है। जबकि अध्रुवीय विलायकों जैसे CCl_4, $CHCl_3$ एवं C_6H_6 आदि में अविलेय होते है।
4. **वैद्युत चालकता :** आयनिक यौगिकों की संगलित अवस्था में और विलयन में आयन विचरण के लिये स्वतंत्र हो जाते है इस कारण आयनिक यौगिक विद्युत का संचालन करते है।
5. **भंगुर प्रकृति :** आयनिक यौगिक भंगुर होते हे। यदि यौगिक पर बाह्य बल लगाया जाता है तो आयनों की एक परत दूसरी परत के ऊपर समतल के सहारे खिसक जाती है और समान आवेश पास–पास आ जाते है। जिससे उनके मध्य प्रतिकर्षण होने के कारण यौगिक भंगुर हो जाता है।
6. **आयनिक अभिक्रियाएं :** विपरीत आवेशित आयनों के मध्य आकर्षण के कारण आयनिक अभिक्रियाएं बहुत शीघ्रता से होती है। इन्हें तात्क्षणिक अभिक्रियाएं कहते है।
   जैसे – $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$
7. **समावयवता और समाकृतिकता :** आयनिक यौगिक समावयवता प्रदर्शित नहीं करते है। बहुत से आयनिक यौगिकों की समान प्रकार की क्रिस्टल संरचना होती है। इस गुण को समाकृतिकता (Isomorphism) कहते है। समइलेक्ट्रॉनिक आयनों वाले यौगिकों में ही यह गुण पाया जाता है। जैसे NaF एवं MgO समाकृतिक है।

3.3.2 सहसंयोजक आबंध (Covalent Bond) – दो समान या लगभग समान वैद्युत ऋणता वाले परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन का आदान–प्रदान नहीं हो सकता है तो ये परमाणु आपस में इलेक्ट्रॉन साझा करते है एवं दोनों परमाणु इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर खींचने की समान प्रवृत्ति रखते है। लुइस ने बताया है कि ये परमाणु परस्पर इलेक्ट्रॉन का साझा करके अपना अष्टक पूर्ण करते है। इस प्रकार साझा किया गया सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों परमाणुओं के साथ गिना जाता है। इस प्रकार दो परमाणुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन के साझे से बना आबंध सहसंयोजक आबंध कहलाता है तथा इस तरह से बने यौगिक सहसंयोजक यौगिक कहलाते है। किसी तत्त्व के द्वारा साझे के लिए दिये गये अयुग्मित इलेक्ट्रॉन की संख्या को उस तत्त्व की सहसंयोजकता कहते है। किसी परमाणु के आबन्ध निर्माण में केवल संयोजकता कोश के इलेक्ट्रॉन ही भाग लेते है। जिसे लुइस ने बिन्दु सूत्र से प्रदर्शित किया है। यह लुइस संरचना के नाम से जाना जाता है। जैसे :

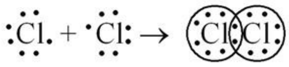
(अ) हाइड्रोजन अणु (H_2) : हाइड्रोजन के प्रत्येक परमाणु में केवल एक इलेक्ट्रॉन होता है। दो हाइड्रोजन परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन युग्म का साझा होता है। इस प्रकार दो हाइड्रोजन परमाणु निकटतम उत्कृष्ट गैस हीलियम जैसी स्थायी संरचना प्राप्त कर लेते है। हाइड्रोजन की सहसंयोजकता एक होती है।

$$H\bullet + \bullet H \rightarrow (H{:}H)$$

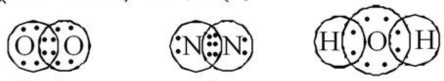
हाइड्रोजन के दो परमाणु

(ब) क्लोरीन अणु (Cl_2): क्लोरीन परमाणु के संयोजकता कोश में 7 इलेक्ट्रॉन होते है। स्थायी विन्यास प्राप्त करने के लिए प्रत्येक क्लोरीन परमाणु अपने एक–एक इलेक्ट्रॉन का साझा करते है।

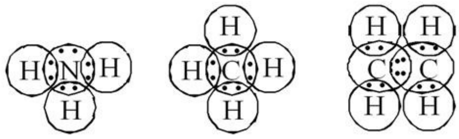
AGRIGYAN.IN



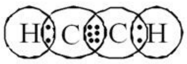
इसी प्रकार O_2, N_2, NH_3, H_2O, CH_4, C_2H_4 एवं C_2H_2 की इलेक्ट्रॉनिक संरचनाएँ नीचे दी गई है –



ऑक्सीजन नाइट्रोजन जल



अमोनिया मेथेन एथिलीन



ऐसीटिलीन

सहसंयोजक यौगिकों के गुण –

1. **भौतिक अवस्था** : सहसंयोजक यौगिक साधारण ताप पर प्रायः गैसीय अवस्था अथवा द्रव के रूप में होते है। इनके अणुओं में परस्पर आकर्षण प्रायः कम होता है। अतः ये आयनिक यौगिकों के आयनों के समान पास–पास नहीं रहते है। विशिष्ट संरचना के कारण कुछ सहसंयोजक यौगिक या अणु ठोस होते है। जैसे हीरा, सिलिकनकार्बाइड आदि।
2. **गलनांक एवं क्वथनांक** : सहसंयोजक यौगिक के मध्य दुर्बल वान्डरवाल बल उपस्थित रहता है। इस कारण इनके गलनांक एवं क्वथनांक निम्न होते है क्योंकि वान्डरवाल बलों को ऊर्जा की थोड़ी सी मात्रा देकर तोड़ा जा सकता है।
3. **वैद्युत चालकता** : ये साधारणतः संगलित एवं विलेय अवस्था में भी विद्युत के कुचालक होते है क्योंकि विद्युत धारा का प्रवाह करने के लिए इनमें आयन अथवा इलेक्ट्रॉन मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते है।
4. **विलेयता** : सहसंयोजक यौगिक अध्रुवीय विलायकों में जैसे CCl_4, $CHCl_3$ एवं C_2H_2 आदि में विलेय होते है किन्तु ध्रुवीय विलायकों जैसे H_2O, NH_3 आदि में अविलेय होते है।
5. **रासायनिक अभिक्रियाऐं** : सहसंयोजक यौगिकों की अभिक्रियाएं आण्विक अभिक्रियाएं होने से प्रायः धीमी गति से सम्पन्न होती है। इन अभिक्रियाओं में साधारणतः बन्ध विभक्त होता है तथा अन्य समूह का प्रतिस्थापन या योग होता है। जैसे :

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

6. **समावयवता** : सहसंयोजक आबन्धों के दिशात्मक होने के कारण सहसंयोजक होने के कारण सहसंयोजक यौगिकों में त्रिविम समावयवता की सम्भावना रहती है।

परिवर्तनशील संयोजकता (Variable Valency) – यदि कोई तत्त्व एक से अधिक सहसंयोजकता प्रदर्शित करता है तो इस सहसंयोजकता को परिवर्तनशील सहसंयोजकता कहते है। जैसे फास्फोरस PCl_3 व PCl_5 यौगिक बनाता है, यहां फास्फोरस +3, +5 सहसंयोजकता प्रदर्शित करता है। इसी प्रकार SF_4, SF_6 में सल्फर +4, +6 सहसंयोजकता प्रदर्शित करता है।

परिवर्तनशील सहसंयोजकता के आधार पर कुछ अणुओं/यौगिकों के गुणों की सही व्याख्या की जा सकती है। जैसे :–

1. वातावरण में PCl_5 पाया जाता है परन्तु NCl_5 नहीं पाया जाता है क्योंकि फास्फोरस में d कक्षक पाया जाता है जिससे वह +5 संयोजकता दर्शाता है। नाइट्रोजन में d कक्षक नहीं होने से वह +3 संयोजकता ही दर्शाता है।
2. CCl_4 जल में स्थायी रहता है परन्तु $SiCl_4$ जल में टूट जाता है। इसका प्रमुख कारण Si में खाली d कक्षक की उपलब्धता होना तथा इसकी अधिकतम संयोजकता 6 होती है। इससे $SiCl_4$ पानी के अणुओं से अतिरिक्त आबंध बनाता है जिससे जल के अणु $SiCl_4$ से क्रिया करके HCl अणु बना लेते है।

3.3.3 उप सहसंयोजक आबंध (Coordinate Bond) –

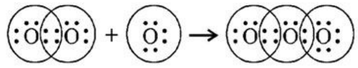
उप सहसंयोजक आबंध के संयोजन में भाग लेने वाले परमाणुओं में साझे का इलेक्ट्रॉन युग्म केवल एक परमाणु द्वारा दिया जाता है। जो इलेक्ट्रॉन युग्म देता है उसे दाता परमाणु कहते है और जो परमाणु इलेक्ट्रॉन युग्म ग्रहण करता है, उसे ग्राही परमाणु कहते हैं। अतः उपसहसंयोजक आबंध को इसी कारण अर्द्ध ध्रुवीय आबंध भी कहते है। उप सहसंयोजक बंध एक तीर द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। तीर का चिन्ह दाता परमाणु की ओर से ग्राही परमाणु की तरफ होता है।

$$A\ :\ +\ B\ =\ A:B \text{ या } A \rightarrow B$$

दाता परमाणु ग्राही परमाणु

जैसे –

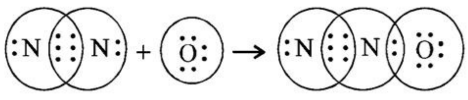
1. ओजोन अणु : ओजोन अणु में दो ऑक्सीजन परमाणु दो सहसंयोजक आबन्ध से जुड़े रहते है तथा एक ऑक्सीजन परमाणु उप सहसंयोजक आबंध से जुड़ा रहता है।



या $O = O \rightarrow O$

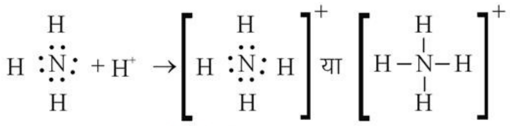
AGRIGYAN.IN

2. नाइट्रस ऑक्साइड : N_2O में दोनों नाइट्रोजन परमाणु सहसंयोजक आबंध से जुड़े रहते है तथा ऑक्सीजन का परमाणु एक नाइट्रोजन से उप सहसंयोजक आबंध द्वारा जुड़ा रहता है।



या $N \equiv N \rightarrow O$

3. अमोनियम आयन (NH_4^+) :



उपसहसंयोजक यौगिकों के गुण –

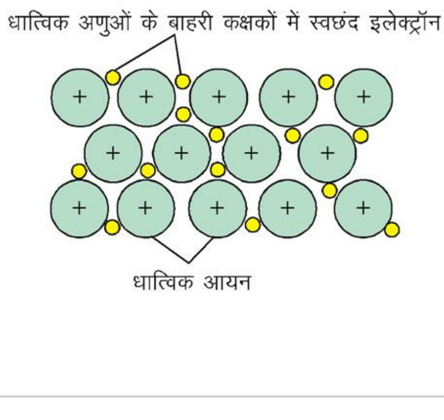
1. गलनांक एवं क्वथनांक : उप सहसंयोजक यौगिकों के गलनांक एवं क्वथनांक आयनिक यौगिकों से कम एवं सहसंयोजक यौगिकों से अधिक होते है। इसका प्रमुख कारण उप सहसंयोजक यौगिकों के परमाणुओं पर आंशिक आवेश का होना है।

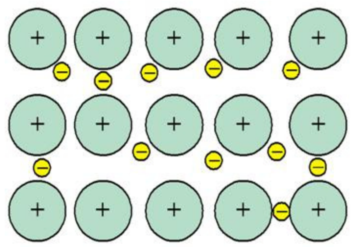
2. चालकता : उपसहसंयोजक यौगिकों के विलयन में आयन नहीं होते है। अतः इनके विलयन विद्युत के कुचालक होते है।

3. विलेयता : ये जल में अविलेय होते है जबकि अध्रुवीय विलायकों में विलेय होते है।

4. समावयवता : उप सहसंयोजक आबंध वाले यौगिक सहसंयोजक आबंध की तरह दिशात्मक होते है। अतः समावयवता दर्शातें है।

3.3.4 धात्विक आबंध (Metallic Bonds) – धात्विक आबंध एक प्रकार का रासायनिक आबंध हैं जो कि धात्विक तत्त्वों के अणुओं के बीच पाया जाता हैं। यह आबंध उनको विशिष्ट गुण प्रदान करते हैं। लेकिन अधात्विक तत्त्वों के अणुओं के बीच यह आबंध नहीं पाया जाता हैं। दो अणुओं के मध्य आबंध की तुलना में जब इलेक्ट्रॉन्स को धातुओं के बहुत से अणुओं द्वारा आपस में उपयोग किया जाता हैं तो उस आबंध को धात्विक आबंध कहते हैं।





जब संयोजक इलेक्ट्रॉन वास्तविक अणु से अलग हो जाता हैं तो धातु के अणु धनायन मे परिवर्तित हो जाते हैं। इस आबंध के कारण ही धातुओं के विशिष्ट गुण होते हैं जैसे –

1. धातु आघात वर्धनीय (malleable) होते है अथार्त इनको एक विशिष्ट आकृति प्रदान की जा सकती हैं।
2. धातुओं को खींच कर तार बनाया जा सकता हैं अर्थात् इनमें तन्यता (ductile) का गुण पाया जाता हैं।
3. ये विधुत के सुचालक होते हैं।

महत्त्वपूर्ण बिन्दु

1. अणु में परमाणुओं के मध्य पाये जाने वाले आकर्षण बल को रासायनिक आबंध कहते है। रासायनिक आबंध के कारण बने अणुओं में स्वतंत्र परमाणुओं की तुलना में अधिक स्थायित्व पाया जाता है।
2. किसी तत्त्व का परमाणु दूसरे परमाणु के साथ जितने इलेक्ट्रॉन का आदान–प्रदान करता है अथवा जितने इलेक्ट्रॉन युग्मों का साझा करता है, वह उस तत्त्व की संयोजकता कहलाती है।
3. संयोजकता का इलेक्ट्रॉनिक सिद्धान्त सर्वप्रथम कॉसेल एवं लुइस ने दिया जिसके अनुसार बंध का निर्माण अष्टक नियम के आधार पर होता है अर्थात प्रत्येक परमाणु अपने बाह्य कक्षकों में आठ इलेक्ट्रॉन प्राप्त करके निकटतम उत्कृष्ट गैस के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास जैसे विन्यास प्राप्त करते है।
4. BF_3, $BeCl_2$, $AlCl_3$, PCl_5, SF_6, $FeCl_3$ तथा $MnCl_2$ अणुओं में अष्टक नियम का पालन नहीं होता है।
5. NaF एवं MgO समाकृतिक होते है। रासायनिक बंध मुख्य रूप से चार प्रकार के होते हैं। आयनिक आबंध, सहसंयोजक आबंध, उप सहसंयोजक आबंध एवं धात्विक आबंध।
6. जब एक परमाणु के संयोजक कक्षकों से 1 या अधिक इलेक्ट्रॉन दूसरे परमाणु पर पूर्णतः स्थानान्तरित हो जाते है जिससे धनायन व ऋणायन बनते है। इस आबंध को आयनिक आबंध कहते है।

AGRIGYAN.IN

7. जब आपस में संयोग करने वाले परमाणु एक दूसरे के मध्य 1 या अधिक इलेक्ट्रॉन युग्मों का साझा करके आबंध बनाते है उसे सहसंयोजक आबंध कहते है।
8. जब संयोग में भाग लेने वाले परमाणुओं में कोई एक परमाणु साझे के लिए इलेक्ट्रॉन युग्मों को स्थानान्तरित करता है तो इस प्रकार बने आबंध को उप सहसंयोजक आबंध कहते है।
9. दो अणुओं के मध्य आबंध की तुलना में जब इलेक्ट्रॉन्स को धातुओं के बहुत से अणुओं द्वारा आपस में उपयोग किया जाता हैं तो उस आबंध को धात्विक आबंध कहते हैं।

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष्ठ प्रश्न :–

1. कॉसेल एवं लुइस ने संयोजकता का इलेक्ट्रॉनिक सिद्वान्त किस वर्ष में दिया –
   (अ) 1906 (ब) 1910
   (स) 1916 (द) 1920
2. किसी परमाणु के कौनसे कक्षकों में उपस्थित इलेक्ट्रॉन उसके संयोजी इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं –
   (अ) मध्य (ब) बाह्य
   (स) आंतरिक (द) उपरोक्त सभी
3. नाइट्रोजन अणु में आबंध बनने में प्रयुक्त इलेक्ट्रॉनों की संख्या है –
   (अ) 2 (ब) 3
   (स) 4 (द) 6
4. निम्नलिखित में से किस अणु में अष्टक का नियम लागू नहीं होता –
   (अ) H_2O (ब) BF_3
   (स) CH_4 (द) $CHCl_3$
5. निम्नलिखित में से सहसंयोजक यौगिक है –
   (अ) CaO (ब) KCl
   (स) Na_2S (द) H_2
6. ध्रुवीय यौगिक कौन–से विलायकों में विलेय होते हैं –
   (अ) ध्रुवीय (ब) अध्रुवीय
   (स) सहसंयोजक (द) उपरोक्त सभी
7. आयनिक आबंध में त्यागे या ग्रहण किये गये इलेक्ट्रॉन की संख्या को कहते हैं –
   (अ) वैद्युत संयोजकता (ब) ऋण विद्युत तत्त्व
   (स) वैद्युत चालकता (द) सहसंयोजकता
8. N_2O अणु में उपस्थित आबंधों के प्रकार हैं –
   (अ) केवल आयनिक
   (ब) केवल सहसंयोजक
   (स) सहसंयोजक एवं उपसहसंयोजक
   (द) आयनिक एवं सहसंयोजक
9. समइलेक्ट्रॉनिक आयनों वाले यौगिक आपस में एक दूसरे के क्या होते हैं –
   (अ) समाकृतिक (ब) सहसंयोजक
   (स) उपसहसंयोजक (द) उपरोक्त सभी
10. यदि कोई तत्त्व एक से अधिक सहसंयोजकता प्रदर्शित करता है तो इस सहसंयोजकता को कहते हैं –
   (अ) परिवर्तनशील सहसंयोजकता
   (ब) समाकृतिकता
   (स) संयोजकता
   (द) उपरोक्त में से कोई नहीं

अतिलघुत्तरात्मक प्रश्न :–

11. परिवर्तनशील सहसंयोजकता को परिभाषित कीजिए।
12. उप सहसंयोजक आबंध को परिभाषित कीजिए।
13. MgF_2 का इलेक्ट्रोनिक सूत्र लिखिए।
14. उप सहसंयोजक यौगिको के दो उदाहरण दीजिए।
15. H_2O एवं C_2H_2 की इलेक्ट्रॉनिक संरचना लिखिए।

लघुत्तरात्मक प्रश्न :–

16. अष्टक का नियम क्या हैं?
17. विधुत संयोजकता एवं सहसंयोजकता से आप क्या समझते हैं?
18. अष्टक के प्रसार से आप क्या समझते हैं?
19. अर्द्ध ध्रुवीय आबंध से आप क्या समझते हैं?

निबंधात्मक प्रश्न :–

20. संयोजकता के इलेक्ट्रॉनिक सिद्वान्त को विस्तार पूर्वक समझाइए?
21. कुछ उदासीन अणुओं के उदाहरण देते हुये समझाइए कि किस प्रकार ये अष्टक नियम के अपवाद हैं?
22. समझाइए –
   (i) वैद्युत संयोजक यौगिक सुचालक तथा सहसंयोजक यौगिक कुचालक होते हैं।
   (ii) वैद्युत संयोजक यौगिक जल में घोलने पर आयनित हो जाते हैं।
   (iii) HCl में सहसंयोजक आबंध होते हुये भी आयनित हो जाता है।

उत्तरमाला

1. (स) 2. (ब) 3. (द) 4. (ब) 5. (द) 6. (अ) 7. (अ) 8. (स) 9. (अ) 10. (अ)

AGRIGYAN.IN