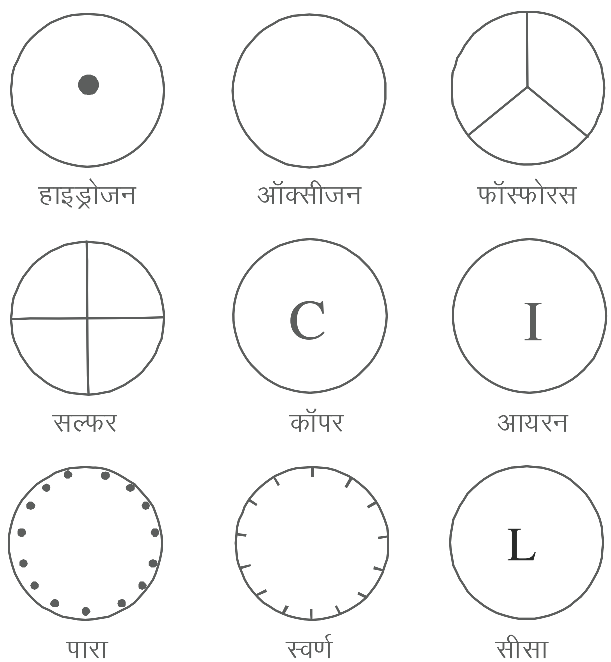
अध्याय 4

रासायनिक बंध व रासायनिक समीकरण
(Chemical Bond and Chemical Equation)

4.1 प्रतीक (Symbol)

तत्त्वों के रासायनिक नाम को न्यूनतम अंग्रेजी अक्षरों में प्रतीक द्वारा व्यक्त करते हैं। प्रारम्भ में तत्त्वों के नाम उनके व्युत्पत्त स्थान तथा कुछ के नाम उनके विशिष्ट रंग से लिये गये थे यथा स्वर्ण (Gold) उसके रंग से तथा कॉपर (Copper) उसके प्राप्ति स्थान साइप्रस (Cyprus) से लिये गये। डॉल्टन प्रथम वैज्ञानिक थे जिन्होने प्रतीक का प्रयोग तत्त्व की एक निश्चित मात्रा अर्थात तत्त्व के एक परमाणु को प्रदर्शित करने के लिये किया।



चित्र सं. 4.1 डॉल्टन द्वारा प्रदत्त तत्त्वों के प्रतीक

बर्जीलियिस ने तत्त्वों के प्रतीक के लिये नई प्रणाली विकसित की जिसमें तत्त्वों के नाम के एक अथवा दो अक्षर प्रयुक्त होते थे। IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) भी इसी आधार को मानते हुये तत्त्व के प्रतीक की स्वीकृति प्रदान करती है, इसके अनुसार

4.1.1 तत्त्व को उसके अंग्रेजी नाम के प्रथम अक्षर से व्यक्त करते हैं जैसे:

हाइड्रोजन	Hydrogen	H
ऑक्सीजन	Oxygen	O
कार्बन	Carbon	C
नाइट्रोजन	Nitrogen	N

4.1.2 कई तत्त्वों के नाम एक ही अक्षर से शुरू होने पर एक तत्त्व के लिये प्रथम अक्षर तथा अन्य के लिये प्रथम अक्षर के साथ दूसरा अन्य अक्षर भी लेते है जिसका प्रथम अक्षर अंग्रेजी वर्णमाला से केपिटल लेते हैं तथा दूसरा अक्षर छोटे अक्षर (Small Letter) के रुप में लिखा जाता हैं। जैसे –

बोरॉन	Boron	B
बेरिलियम	Beryllium	Be
बेरियम	Barium	Ba
बिस्मिथ	Bismuth	Bi
कार्बन	Carbon	C
कैल्सियम	Calcium	Ca
कोबाल्ट	Cobalt	Co
क्लोरीन	Chlorine	Cl
क्रोमियम	Chromium	Cr

4.1.3 कुछ तत्त्वों के प्रतीक उनके लेटिन नाम से लिये गये है, जैसे:–

सोडियम	Natrium	Na
सिल्वर	Argentum	Ag
सोना	Aurum	Au
कॉपर	Cuprum	Cu
पोटैशियम	Kallium K	
आयरन	Ferrum	Fe

4.1.4 परमाणु क्रमांक 100 से ऊपर वाले तत्त्वों के प्रतीक तीन अक्षरों में उनके संख्यात्मक नाम से लिये है, जैसे:–

संख्या	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
नाम	अन	बाई	ट्राई	क्वाड	पेन्ट	हेक्स	सेप्ट	ऑक्ट	इन	निल

सभी अंको के नामो को जोड़कर अन्त में इयम जोड़ते है। तत्त्व के प्रतीक में सभी अंको के नाम का पहला अक्षर लिखते है।

परमाणु क्रमांक	नाम	प्रतीक
101	अन–निल–अनियम	**Unu**
102	अन–निल–बाइयम	**Unb**
103	अन–निल–ट्राइयम	**Unt**
104	अन–निल–क्वाडियम	**Unq**

4.2 आयन (Ion)

तत्त्वों के परमाणुओं में ऋण–आवेशित कण इलेक्ट्रॉन तथा धन आवेशित कण प्रोटॉन बराबर संख्या में होने के कारण परमाणु विद्युत् उदासीन होता है। परमाणु अपने बाह्यतम् कक्ष में इलेक्ट्रॉन त्यागकर अथवा ग्रहण कर आवेशित हो जाता है, इन आवेशित कणों को आयन कहते हैं। आवेश के आधार पर आयन दो प्रकार के होते हैं –

1. धन आयन 2. ऋण आयन

4.2.1 धनायन (Cation) :– तत्त्व के विलगित गैसीय परमाणु के संयोजकता कोश से इलेक्ट्रॉन निकलने से धनायन बनता है, इस क्रिया में ऊर्जा अवशोषित होती है।

$$A_{(g)} + \text{ऊर्जा} \longrightarrow A^{+} + e^{-}$$

धातु परमाणु — धन आयन

विलगित गैसीय परमाणु से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिये आवश्यक ऊर्जा आयनन एन्थैल्पी कहलाती है।

धनायन का आकार अपने संगत परमाणु से सदैव छोटा होता है क्योंकि बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉन हटने से नाभिक और इलेक्ट्रॉनों के मध्य आकर्षण बल बढ़ जाने से आकार घट जाता है। सामान्यतः धातु परमाणु ही धनआयन बनाते है। धातु परमाणु एक संयोजक, द्वि संयोजक, त्रि संयोजक, चतुः संयोजक व पंच संयोजक धनायन बनाते हैं।

4.2.2 ऋणायन (Anion) :– तत्त्व के विलगित गैसीय परमाणु के बाह्यतम कोश में एक या अधिक इलेक्ट्रॉन जुड़ने से बने ऋण आवेशित कण को ऋणायन कहते है। इस क्रिया में प्रथम इलेक्ट्रॉन जुड़ने से ऊर्जा विमुक्त होती है, जिसे **इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी** कहते है। किसी तत्त्व के ऋणायन का आकार अपने संगत परमाणु से सदैव बड़ा होता है क्योंकि ऋणायन में इलेक्ट्रॉनों के मध्य प्रतिकर्षण बल बढ़ने से इलेक्ट्रॉन अभ्र फैल जाता है। सामान्यतः अधातु परमाणु ऋणायन बनाते हैं।

4.3 मूलक (Radical)

आयनिक पदार्थ, अम्ल व क्षारक जल में विलेय होकर आयनों में अपघटित हो जाते हैं जो अभिक्रिया में एक इकाई की तरह भाग लेते हैं , इन्हें **मूलक** कहते है। मूलक दो प्रकार के होते हैं:–

(1) **सरल मूलक** :– जो एक ही प्रकार के परमाणुओं से बनते हैं।

उदाहरण :– Na^{+},Mg^{2+} , Cl^{-}, Br^{-} ,

(2). संयुक्त मूलक :– दो या दो से अधिक परमाणुओं का समूह जिस पर कोई निश्चित आवेश होता है, संयुक्त मूलक कहलाते हैं। उदाहरणः– NO_3^{-}, NH_4^{+} आदि।

4.3.1 आवेश के आधार पर भी मूलकों को दो भागों में वर्गीकृत करते हैं:–

(1). क्षारीय मूलकः– ये धातु धनायन या धन आवेशित मूलक होते हैं। धात्विक भस्मों से प्राप्त होने के कारण इन्हें भास्मिक मूलक भी कहते हैं।

उदाहरणः– Na^{+},Mg^{2+}, NH_4^{+}, आदि।

(2). अम्लीय मूलकः– अधातु ऋणायन व ऋण आवेशित मूलकों को अम्लीय मूलक कहते है,

उदाहरणः– Cl^{-}, Br^{-}, NO_3^{-} आदि।

एक परमाण्वीय धन आयन

एक संयोजक	**द्वि संयोजक**
सोडियम Na^{+}	बेरियम Ba^{2+}
पोटैशियम K^{+}	कैल्सियम Ca^{2+}
सिल्वर Ag^{+}	मैग्नीशियम Mg^{2+}
क्यूप्रस Cu^{+}	जिंक Zn^{2+}
मर्क्यूरस Hg_2^{2+}	मैगनीज Mn^{2+}
	फैरस Fe^{2+}
	क्यूप्रिक Cu^{2+}
	मर्क्यूरिक Hg^{2+}
	स्टेनस Sn^{2+}
	लैड Pb^{2+}
त्रि संयोजक	**बहु संयोजक**
ऐलुमिनियम Al^{3+}	स्टैनिक Sn^{4+}
क्रोमियम Cr^{3+}	आर्सेनिक As^{5+}
फैरिक Fe^{3+}	

एक परमाणवीय ऋणायन

एक संयोजक	द्वि संयोजक	त्रिसंयोजक
क्लोराइड Cl^{-}	ऑक्साइड O^{2-}	नाइट्राइड N^{3-}
ब्रोमाइड Br^{-}	सल्फाइड S^{2-}	फॉस्फाइड P^{3-}
आयोडाइड I^{-}		
फ्लुओराइड F^{-}		

बहु परमाणवीय ऋणायन

एक संयोजक	**द्वि संयोजक**	**त्रिसंयोजक**
हाइड्रॉक्साइड OH^{-}	कार्बोनेट CO_3^{2-}	फास्फेट PO_4^{3-}
साइनाइड CN^{-}	सल्फेट SO_4^{2-}	

नाइट्रेट NO_3^- सल्फाइट SO_3^{2-}

परमैंगनेट MnO_4^-

एसीटेट CH_3COO^-

* आयन पर उपस्थित आवेश उसकी संयोजकता प्रदर्शित करता है।
* ऋण आवेश के अन्त में सामान्यतः एट (ate) आइट (ite) व आइड (ide) पश्चलग्न लगाते हैं।
* धन आयन के अन्त में इयम (ium) लगाया जाता है।
* परिवर्तनशील संयोजकता होने पर कम आवेश युक्त आयन के लिये '**अस**' व अधिक के लिये '**इक**' प्रयुक्त होता है।

4.4 संयोजकता (Valency)

बोर के परमाणु प्रतिरूप के अनुसार परमाणु के अंतिम कक्ष में अधिकतम आठ (8) इलेक्ट्रॉन होते है। 18 वें वर्ग के उत्कृष्ट तत्त्वों के बाह्यतम् कक्ष पूर्ण रूप से भरे होते हैं और ये रासायनिक रूप से सामान्यतः अक्रिय होते हैं, दूसरे शब्दों में इनकी संयोजन क्षमता शून्य होती है।

सक्रिय तत्त्वों के परमाणु अन्य तत्त्वों के परमाणुओं से मिलकर अणु बनाने की प्रवृत्ति, अपने बाह्यकोश में आठ इलेक्ट्रॉन भरने का प्रयास माना जाता है। सन् 1916 में **कॉसेल–लुईस** ने "**अष्टक नियम**" दिया, जिसके अनुसार "परमाणु के बाह्यतम् कोश में अष्टक पूर्ण करने के लिये एक परमाणु से दूसरे परमाणु में इलेक्ट्रॉन का स्थानान्तरण अथवा सहभाजन होता हैं तथा दो परमाणु आपस में संयोजित हो जाते हैं।

प्रत्येक तत्त्व के परमाणु की एक निश्चित संयोजन क्षमता होती है, जिसे **संयोजकता कहते** हैं, परमाणु अपने बाह्यतम् कोश में अष्टक पूरा करने के लिये जितने इलेक्ट्रॉन का साझा या स्थानान्तरण कर लेता है, वही तत्व की संयोजन–क्षमता या संयोजकता होती है। उदाहरण के लिये सोडियम, मैग्नीशियम व ऐलुमिनियम प्रत्येक के परमाणुओं के बाह्यतम् कक्ष में क्रमशः 1,2 व 3 इलेक्ट्रॉन होते हैं, जिन्हें त्यागकर ये अंतिम कक्ष में अष्टक प्राप्त कर लेते है, इसलिये इनकी संयोजकता क्रमशः 1,2 व 3 होती हैं।

ऑक्सीजन व फ्लुओरिन के बाह्यतम् कक्षों में इलेक्ट्रॉन की संख्या क्रमशः 6 व 7 होती है, बाह्यतम् कक्ष में अष्टक पूर्ण करने के लिये क्रमशः 2 व 1 इलेक्ट्रॉन ग्रहण करना अधिक आसान है, अतः इनकी संयोजकता का परिकलन आठ में से क्रमशः 6 व 7 घटाकर किया जा सकता है, जिससे ऑक्सीजन की संयोजकता 2 व फ्लुओरिन की संयोजकता 1 प्राप्त होती हैं। कुछ अपवाद में अष्टक का पालन नहीं होता है ,जिसका अध्ययन उच्च कक्षाओं में करेंगे।

4.4.1. परिवर्तनशील संयोजकता :– कुछ तत्त्वों की संयोजकता निश्चित न होकर एक से अधिक होती हैं इसे **परिवर्तनशील संयोजकता** कहते हैं। कुछ तत्त्वों की परिवर्तनशील संयोजकता इस प्रकार हैः–

तत्त्व	प्रतीक	संयोजकता
कॉपर	Cu	1 व 2
पारा	Hg	1 व 2
टिन	Sn	2 व 4
लोहा	Fe	2 व 3
फॉस्फोरस	P	2 व 5
लैड	Pb	2 व 4

4.5 अणुसूत्र (Molecular Formula)

अणु दो या दो से अधिक परमाणुओं का समूह हैं जो रासायनिक बंध द्वारा जुड़े है। अणु किसी तत्त्व अथवा यौगिक का वह सूक्ष्मतम् कण है जो उनके सभी गुणधर्मों को प्रदर्शित करता है, तथा जिसका स्वतन्त्र अस्तित्त्व संभव हैं।

तत्त्वों के प्रतीकों का वह संयोजन जो किसी तत्त्व या यौगिक के एक अणु को प्रदर्शित करता है, **अणुसूत्र** कहलाता है।

अणुसूत्र से हम निम्नलिखित जानकारी प्राप्त करते हैंः–

(1) पदार्थ के रासायनिक नाम का पता लगता है, जैसे KCl का पोटैशियम क्लोराइड है।

(2) यौगिक के अवयवी तत्त्वों के बारे में जानकारी प्राप्त होती है, जैसे H_2O में दो तत्त्व, हाइड्रोजन व ऑक्सीजन उपस्थित हैं।

(3) अणु में कुल परमाणुओं की संख्या की जानकारी मिलती है, जैसे H_2SO_4 में दो परमाणु हाइड्रोजन, एक सल्फर व चार ऑक्सीजन परमाणु है।

(4) परमाणु भार ज्ञात होने पर अणुसूत्र से अणुभार ज्ञात किया जा सकता है।

सरल यौगिकों के अणुसूत्रः सामान्यतः सरलतम द्विअंगी अकार्बनिक यौगिकों के अणुसूत्र उनके संगठक तत्त्व के प्रतीक या मूलक एवं उनकी संयोजकताओ से ज्ञात किये जाते है।

जब एक तत्त्व किसी दूसरे तत्त्व से संयोग करता है तो वे अपनी संयोजकताओं के व्युत्क्रम अनुपात में संयोग करते है अतः अणुसूत्र लिखते समय पहले धन मूलक बांयी ओर तथा ऋण मूलक दांयी ओर लिखकर उनकी संयोजकताएं उनके ऊपर लिखते हैं तत्पश्चात् उनकी संयोजकताओं को व्युत्क्रम रूप में लिखकर–अणुसूत्र प्राप्त करतें है। आवश्यक होने पर संयोजकताएं

सरल अनुपात में लिखी जाती है।

बहु परमाण्विक आयनों के सूत्र को कोष्ठक में लिखकर बाहर नीचे उनकी संख्या लिखते हैं।

जैसे – $Al_2(SO)_3$

$(NH_4)_2CO_3$

1.हाइड्रोजन फ्लुओराइड का सूत्र निम्न प्रकार से प्राप्त करते

है :–

संयोजकता 1 1

प्रतीक H F

अतः अणुसूत्र HF होगा।

2. हाइड्रोजन सल्फाइड

संयोजकता 1 2

प्रतीक H S

अतः अणुसूत्र H_2S होगा।

3. केल्शियम क्लोराइड

संयोजकता 2 1

प्रतीक Ca Cl

अतः अणुसूत्र $CaCl_2$ होगा।

4. कैल्सियम ऑक्साइड

संयोजकता 2 2

प्रतीक Ca O

अतः अणुसूत्र Ca_2O_2 के स्थान पर CaO होगा।

संयोजकताएं समान होने पर सरल अनुपात में सरलीकृत सूत्र लिखते है।

4.5.2 कुछ बहुपरमाणुक आयनों वाले यौगिकः

1. बेरियम सल्फेट

संयोजकता 2 2

प्रतीक Ba SO_4

अतः अणुसूत्र $BaSO_4$ होगा।

2. कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड

संयोजकता 2 1

प्रतीक Ca OH

अतः अणुसूत्र $Ca(OH)_2$ होगा।

3. एलुमिनियम सल्फेट

संयोजकता 3 2

प्रतीक Al SO_4

अतः अणुसूत्र $Al_2(SO_4)_3$ होगा।

4. अमोनियम कार्बोनेट

संयोजकता 1 2

प्रतीक NH_4 CO_3

अतः अणुसूत्र $(NH_4)_2CO_3$ होगा।

4.6. रासायनिक बंध (Chemical Bond)

किसी अणु के अवयवी कणों (आयन, परमाणु) के मध्य उपस्थित आकर्षण बल जो उन्हें एक साथ बाँधे रखता है, **रासायनिक बंध** कहलाता हैं।

परमाणु अष्टक व्यवस्था पूर्ण करने के लिये इलेक्ट्रॉन का साझा अथवा स्थानान्तरण करते हैं, ऐसा करके परमाणु एक–दूसरे से संयोग कर अणु का निर्माण करते हैं। बंध बनने पर अणु की कुल ऊर्जा पृथक–पृथक परमाणुओं की कुल ऊर्जा से कम होती है। ऊर्जा में यह कमी अणु को परमाणु से अधिक स्थायी बनाती है अर्थात ऊर्जा जितनी कम होगी, अणु उतना ही ज्यादा स्थायी होगा। रासायनिक बंध कई प्रकार के होते है यथाः आयनिक बंध, सहसंयोजक बंध, उपसहसंयोजक बंध, धात्विक बंध आदि।

4.6.1 आयनिक बंध :– धन विद्युती तत्त्व सोडियम का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2,8,1 होता है, इसके बाह्यतम कोश में एक इलेक्ट्रॉन होता है, जिसे ऊर्जा प्रदान कर आसानी से हटाया जा सकता है, यह ऊर्जा **आयनन एन्थैल्पी** कहलाती है।

$Na_{(g)}$ + आयनन एन्थैल्पी ⟶ $Na^+ + e^-$

(2,8,1) (2,8)

इसके विपरीत क्लोरीन (2,8,7) के बाह्यकोश में एक इलेक्ट्रॉन जोड़कर स्थायी विन्यास (2,8,8) प्राप्त कर सकते है, ऐसा करने पर निर्गमित ऊर्जा को इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी कहते

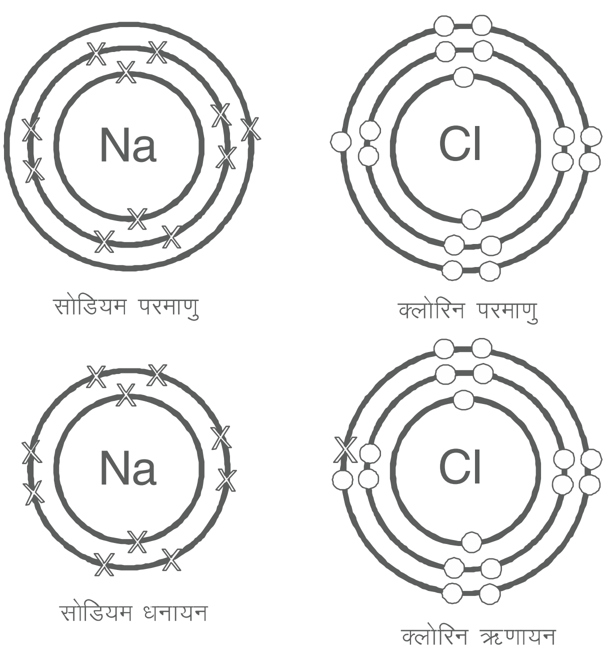
हैं।

$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$ + इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी

(2,8,7) (2,8,8)

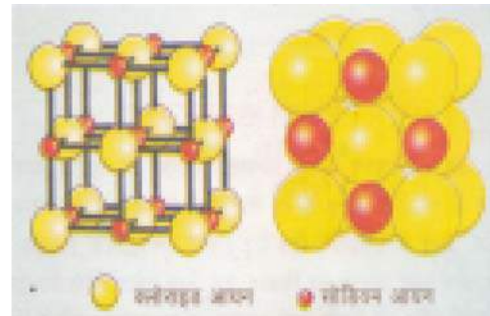
जब सोडियम परमाणु क्लोरीन के साथ अभिक्रिया करता है तो सोडियम परमाणु एक इलेक्ट्रॉन त्यागता हैं तथा क्लोरीन परमाणु एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर लेता हैं। इलेक्ट्रॉन के स्थानान्तरण के फलस्वरूप दो विपरीत आवेश युक्त आयन प्राप्त होते हैं जिनके मध्य परस्पर स्थिर विद्युत् आकर्षण बल लगता हैं जो दोनों को एक साथ बनाए रखता हैं। फलतः दोनों आयनों के मध्य एक रासायनिक बंध निर्मित हो जाता है। विपरीत आवेश युक्त आयनों के मध्य उपस्थित स्थिर विद्युत् आकर्षण बल को **आयनिक बंध** कहते है। इसे विद्युत् संयोजक बंध भी कहा जाता है।

आयनिक बंध युक्त यौगिक,आयनिक यौगिक कहलाते है।



चित्र 4.1 एक सोडियम परमाणु तथा क्लोरीन परमाणु के मध्य आयनिक बन्ध द्वारा NaCl अणु का बनना।

आयनिक यौगिकों के क्रिस्टल में आयन इस प्रकार व्यवस्थित रहते हैं कि प्रत्येक धनायन कुछ निश्चित ऋणायनों द्वारा घिरा होता है तथा ऋणायन,धनायनों द्वारा घिरा होता है, फलस्वरूप संकुलित आकृति बनती है जैसे सोडियम क्लोराइड के क्रिस्टल में प्रत्येक सोडियम धनायन (Na^+) छः क्लोराइड आयनों Cl^- तथा एक क्लोराइड आयन छः सोडियम आयनों से घिरा होता है। इन आयनों को आपस में बांधने वाला आकर्षण बल पूर्ण व शुद्ध रूप से स्थिर विद्युत् आकर्षण बल ही होता हैं । समान संख्या में धन व ऋण आयन होने से क्रिस्टल विद्युत् उदासीन होता है।



चित्र 4.2 सोडियम क्लोराइड में आयनों की व्यवस्था

आयनिक यौगिकों के गुण :–

1. प्रकृति – आयनिक यौगिक सामान्यतः क्रिस्टलीय ठोस, कठोर व भंगुर होते है।

2. गलनांक व क्वथनांक :–आयनिक क्रिस्टल में आवेशित आयनों के मध्य प्रबल आकर्षण बल होने के कारण इन्हें तोड़ने के लिये अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है, अतः इनके गलनांक व क्वथनांक सामान्यतः उच्च होते हैं।

3. विलेयताः– आयनिक यौगिक ध्रुवीय विलायकों (जैसे जल) में विलेय होते है तथा अध्रुवीय विलायकों (जैसे बैंजीन, ईथर)में अविलेय रहते हैं।

4. चालकता – आयनिक यौगिक ऊष्मा के सुचालक होते है तथा गलित अवस्था में विद्युत चालकता दर्शाते हैं।

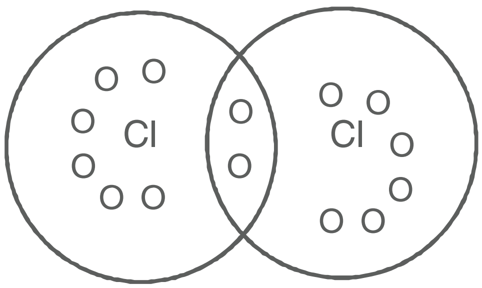
5. आयनिक यौगिक आयनिक अभिक्रियाएं प्रदर्शित करते हैं जो तीव्र गति से होती हैं।

4.6.2 सहसंयोजक बंधः आयनिक यौगकों के अतिरिक्त ऐसे यौगिक भी होते हैं, जिनके अणुओं में आयन नहीं होते हैं जैसे– जल।

इसी प्रकार अधातु तत्त्वों के अणुओं में भी आयनिक बंध नहीं होता है। जब दो परमाणु ऐसे बंध से जुड़ते हैं जिसकी उत्पत्ति आबंधित परमाणुओं के मध्य एक या एक से अधिक संयोजकता इलेक्ट्रॉन की साझेदारी द्वारा सम्पन्न होती हैं तो उसे सहसंयोजकबंध कहते हैं। एक–एक इलेक्ट्रॉन की साझेदारी से एकल बंध, दो–दो इलेक्ट्रॉन की साझेदारी से द्वि बंध तथा तीन–तीन की साझेदारी से त्रिबंध बनता है। जब दो या दो से अधिक परमाणु संयुक्त होते हैं तो अष्टक प्राप्त करने के लिये बाह्यकक्ष के इलेक्ट्रॉन साझा कर इलेक्ट्रॉन युग्म बनाते है इस प्रकार बने बंध को **सहसंयोजक बंध** कहते है। वे यौगिक जिनमें सहसंयोजक बंध उपस्थित होते है, **सहसंयोजक यौगिक** कहलाते है।

(i) एकल बंध (Singal Bond)

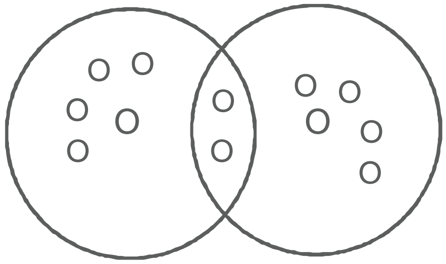
क्लोरीन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2,8,7 होता है, क्लोरीन परमाणु की सुगमता से इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृति होती है। क्लोरीन के परमाणु अपने संयोजकता कोश के एक–एक इलेक्ट्रॉन के परस्पर साझे से अपने–अपने अष्टक को पूर्ण करते है, साझे द्वारा उत्पन्न इलेक्ट्रॉन युग्म दोनों क्लोरीन परमाणुओं के नाभिकों के ठीक मध्य में स्थित होता है तथा इस पर दोनों परमाणुओं के नाभिकों का संयुक्त प्रभाव होता है।



Cl–Cl

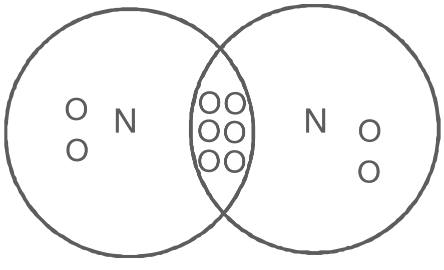
(ii) द्वि बंध (Double Bond)

जब दो परमाणुओं के मध्य दो इलेक्ट्रॉनो का साझा होता हैं। तो द्विबंध होता हैं जैसे आक्सीजन में इस प्रकार से बंध बनता है।



O = O

(iii) त्रिबंध (Tripal Bond) यदि तीन – तीन इलेक्ट्रॉन का साझा दो परमाणुओं के मध्य होता हैं तो त्रिबंध बनता हैं जैसे नाइट्रोजन अणु में इस प्रकार बंध बनता हैं



N≡N

सहसंयोजक यौगिकों के गुण :–

1. भौतिक अवस्था : ये यौगिक गैस, द्रव व ठोस तीनों अवस्थाओं में पाए जाते हैं । सामान्यतः मृदु होते हैं।

अपवाद : हीरा व रेत

2. गलनांक व क्वथनांक : सामान्यतः इनके गलनांक व क्वथनांक कम होते हैं ।

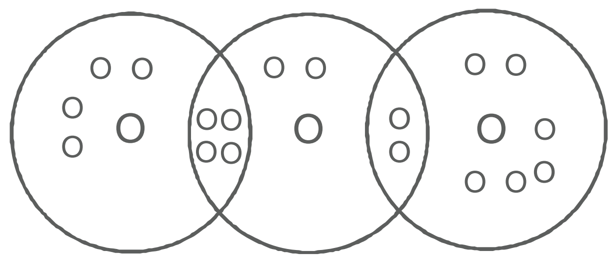
3. विलेयता :– अध्रुवीय व कार्बनिक विलायकों मे विलेय होते हैं।

4. चालकता–विद्युत व ताप के कुचालक होते हैं।

(अपवाद– ग्रेफाइट)

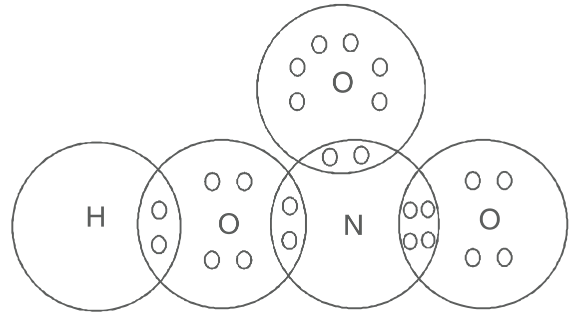
5. संहसंयोजक यौगिक सामान्यतः आणविक अभिक्रियाएं दर्शाते हैं जो मंद गति से होती हैं।

4.6.3 **उपसहसंयोजक बंध :–** वे सहसंयोजक बंध जिनके ' बंध इलेक्ट्रॉन–युग्म ' के दोनों इलेक्ट्रॉन एक ही परमाणु द्वारा दिये जाते है, परन्तु साझेदारी दोनों परमाणुओं के मध्य होती है, उपसहसंयोजक बंध कहलाता है, जैसे : ओजोन अणु का निर्माण।



O = O → O

नाइट्रिक अम्ल का अणु



O
↑
H – O – N = O

उपसहसंयोजक बंध बनने के लिये आवश्यक शर्तें :–

1. एक परमाणु के पास अष्टक पूर्ण होने के बाद कम से कम एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होना चाहिये।

2. दूसरे परमाणु में कम से कम एक इलेक्ट्रॉन युग्म की कमी होनी चाहिये।

4.7 रासायनिक समीकरण (Chemical Equation)

किसी अभिक्रिया को अणुसूत्रों व प्रतीकों के रूप में प्रदर्शित करना रासायनिक समीकरण कहलाता है। जैसेः कैल्सियम ऑक्साइड (चूना) से जल की क्रिया करवाने पर कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड बनता है, इस क्रिया को सूत्रों द्वारा इस प्रकार प्रकट करते है :–

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

क्रियाकारक क्रियाफल (उत्पाद)

क्रिया में भाग लेने वाला पदार्थ अभिकारक अथवा क्रियाकारक तथा अभिक्रिया के फलस्वरूप बने पदार्थ को उत्पाद अथवा क्रियाफल कहते हैं।

4.7.1 रासायनिक समीकरण को लिखना :–

1. रासायनिक समीकरण में बांयी तरफ क्रियाकारक तथा दांयी तरफ उत्पाद लिखे जाते है ,तथा मध्य में तीर का निशान उत्पाद की तरफ इंगित करते हुये लगाया जाता है।

2. अभिक्रिया मे एक से अधिक अभिकारक अथवा क्रियाफल होने पर उनके मध्य धन (+) का चिह्न लगाया जाता है, जैसे उपर्युक्त अभिक्रिया में $CaO+H_2O$ लिखा गया है।

3. अभिकारक व क्रियाफल में उपस्थित भिन्न–भिन्न तत्त्वों के परमाणुओं की संख्या, अणुओं की संख्या को घटा–बढ़ा कर बराबर की जाती है, इस क्रिया को समीकरण का संतुलन करना कहते हैं।

4.7.2 रासायनिक समीकरण की विशेषताएं :– किसी अभिक्रिया के रासायनिक समीकरण से निम्नलिखित जानकारी मिलती है :–

1. अभिक्रिया के क्रियाकारकों व क्रियाफलों के बारे में पता चलता हैं।

2. रासायनिक समीकरण संतुलित होने पर क्रिया के अभिकारक व उत्पाद के अणुओं की संख्या की जानकारी प्राप्त होती हैं।

3. समीकरण पदार्थों की समतुल्य मात्राएं दर्शाता है।

4. यदि क्रियाकारक व उत्पाद गैसीय अवस्था में हों तो उनके आयतन का पता चलता हैं।

4.7.3 रासायनिक समीकरण की सीमाएं :–

1. अभिकारक व उत्पाद की भौतिक अवस्था के बारे में समीकरण से कोई जानकारी नहीं मिलती है।

2. क्रियाकारक व उत्पाद की सान्द्रता के बारे में जानकारी नहीं मिलती है।

3. अभिक्रिया के उत्क्रमणीय या अनुत्क्रमणीय होने का ज्ञान नहीं होता है।

4. अभिक्रिया के ऊष्माक्षेपी अथवा ऊष्माशोषी होने का पता नहीं लगता है।

5. अभिक्रिया किस ताप और दाब पर होगी ,इस बात की जानकारी नहीं मिलती है।

6. अभिक्रिया की पूर्णता की जानकारी नहीं मिलती है।

इन कमियों को इस प्रकार से दूर किया जाता हैः–

1. भौतिक अवस्था प्रकट करने के लिये कोष्ठक में ठोस के लिये (s) द्रव के लिये (l) तथा गैस के लिये (g) लिखते हैं यथाः–

$$CaCO_{3\,(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

2. उत्क्रमणीयता के लिये $\rightleftharpoons$ प्रयुक्त करते है।

3. ऊष्माशोषी अभिक्रिया के लिये ऋण (–) चिन्ह लगाकर और ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया के लिये धन (+) चिन्ह लगाकर ऊष्मा की मात्रा लिखते है यथाः–

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{3(g)} + 694.6kJ$$

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI\,(g) - 53.6\ kJ$$

4. ताप व दाब प्रकट करने के लिये तीर के निशान पर उनकी मात्रा लिखी जाती है यथाः–

$$N_2 + 3H_2 \underset{200\ atm}{\overset{723K}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$$

5. उत्प्रेरक एवं अन्य जानकारी तीर के निशान के ऊपर नीचे दर्शाते हैं ।

महत्वपूर्ण बिन्दु

1. बर्जीलियिस ने तत्त्वों के प्रतीक के लिए नई प्रणाली विकसित की ।
2. सोडियम का लेटिन नाम नेट्रीयम हैं।
3. यौगिक के एक अणु में उपस्थित भिन्न–भिन्न तत्त्वों के परमाणुओं की वास्तविक संख्या अणुसूत्र से ज्ञात होती है।
4. दो आयनों के मध्य लगने वाला आकर्षण बल आयनिक बन्ध कहलाता है।
5. आयनिक यौगिक कठोर एवं भंगुर होते हैं।
6. दो परमाणुओं द्वारा समान संख्या में इलेक्ट्रॉनो के साझा करने से सहसंयोजक बन्ध बनता है।
7. उपसंहसंयोजक बन्ध को तीर के निशान से दर्शाते हैं।
8. सहसंयोजक बन्ध को डेश (–) से दर्शाते हैं।

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष्ठ प्रश्न

1. सोडियम का प्रतीक है:–

(अ) S (ब) Si

(स) Na (द) Ni

2. कार्बोनेट मूलक का सूत्र है:–

(अ) CO_2 (ब) CO_3^{2-}

(स) CO_3^{1-} (द) CO

3. सोडियम क्लोराइड में उपस्थित बंध का नाम है–

(अ) आयनिक बंध (ब) सहसंयोजक बंध

(स) धात्विक बंध (द) हाइड्रोजन बंध

4. निम्नलिखित में से परिवर्तनशील संयोजकता प्रदर्शित करने वाला तत्त्व है:–

(अ) Na (ब) Ca

(स) K (द) Cu

5. कैल्सियम ऑक्साइड का सूत्र है:–

(अ) Ca_2O_2 (ब) CaO_2

(स) CaO (द) Ca_2O

6. तत्त्वों की आधुनिक प्रतीक प्रणाली के जन्मदाता थे:–

(अ) बर्जीलियस (ब) जॉन डाल्टन

(स) रदरफोर्ड (द) नील्स बोर

7. निम्नलिखित में से सहसंयोजक बंध युक्त अणु है:–

(अ) H_2O (ब) NaCl

(स) CaO (द) $CaCO_3$

8. Fe निम्नलिखित में से किसका प्रतीक है –

(अ) लोहे का (ब) ताँबे का

(स) सोने का (द) चाँदी का

अतिलघुत्तरात्मक प्रश्न

9. मूलक किसे कहते है?
10. आयनिक बंध को परिभाषित कीजिए ?
11. पोटैशियम का प्रतीक व लेटिन नाम बताइए ?
12. अणुसूत्र की परिभाषा लिखिए?
13. कैल्सियम कार्बोनेट का सूत्र लिखिए?
14. एक त्रिसंयोजी अम्लीय मूलक का सूत्र लिखिए?
15. ऋणायन किसे कहते है?
16. संयोजकता किसे कहते है?

लघूत्तरात्मक प्रश्न

17. धनायन का आकार अपने संगत परमाणु से छोटा होता है? समझाइए।
18. परिवर्तनशील संयोजकता को उदाहरण सहित समझाइए।
19. उपसहसंयोजक बंध किसे कहते है ? एक उदाहरण दीजिए?
20. आयनन ऊर्जा को समझाइए।
21. द्विबन्ध व त्रिबन्ध को उदाहरण सहित समझाइए।

निबन्धात्मक प्रश्न

22. सहसंयोजक व आयनिक यौगिकों में अंतर स्पष्ट कीजिए।
23. निम्नलिखित के अणुसूत्र लिखिए–

(I) सोडियम कार्बोनेट

(II) जिंक सल्फाइड

(III) ऐलुमिनियम ऑक्साइड

(IV) फैरिक सल्फेट

(V) बेरियम क्लोराइड

(VI) मैग्नीशियम कार्बोनेट

24. समीकरण संतुलित कीजिए:–

(i) $KClO_3 \longrightarrow KCl+0_2$

(ii) $BaCl_2+AgNO_3 \longrightarrow AgCl+Ba(NO_3)_2$

(iii) $Mg+HCl \longrightarrow MgCl_2+H_2$

(iv) $NaOH+Cl_2 \longrightarrow NaCl+NaOCl+H_2O$

उत्तरमाला

(1) स, (2) ब, (3) अ, (4) द, (5) स, (6) अ,
(7) अ, (8) अ

◆◆◆