

## रासायनिक आबंधन (CHEMICAL BONDING)

द्रव्य एक या विभिन्न प्रकार के तत्वों से मिलकर बना होता है। सामान्य स्थितियों में उत्कृष्ट गैसों के अलावा कोई अन्य तत्व एक स्वतंत्र परमाणु के रूप में विद्यमान नहीं होता है। परमाणुओं के समूह विशिष्ट गुणों वाली स्पीशीज के रूप में विद्यमान होते हैं। परमाणुओं के ऐसे समूह को 'अणु' कहते हैं।

विभिन्न रासायनिक स्पीशीज में उनके अनेक घटकों (परमाणुओं, आयनों इत्यादि) को संलग्न रखने वाले आकर्षण बल को 'रासायनिक आबंध' कहते हैं।

प्रत्येक निकाय अधिक स्थायी होने का प्रयास करता है। यह आबंधन स्थायित्व पाने के लिए ऊर्जा को कम करने का प्राकृतिक तरीका है।

**लूइस प्रतीक** : किसी अणु के बनने में परमाणुओं के केवल बाह्य कोश इलेक्ट्रॉन रासायनिक संयोजन में हिस्सा लेते हैं। ये इनके संयोजकता इलेक्ट्रॉन (Valence Electron) कहलाते हैं।

एक अमेरिकी रसायनज्ञ जी.एन. लूइस ने परमाणु में संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को निरूपित करने के लिए सरल संकेतनों को प्रस्तावित किया, जिन्हें **लूइस प्रतीक (Lewis Symbol)** कहा जाता है।

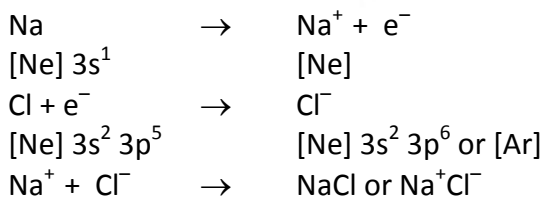


### आयनिक बंध

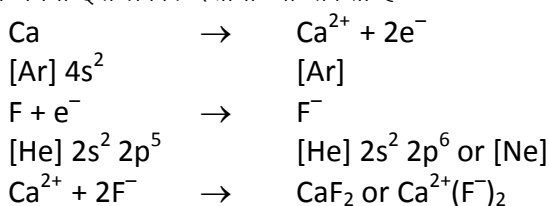
रासायनिक आबंधन के संबंध में कॉसेल ने निम्नलिखित तथ्यों की ओर ध्यान आकर्षित किया—

- आवर्त सारणी में उच्च विद्युत-ऋणात्मकता वाले हैलोजेन तथा उच्च विद्युत-धनात्मकता वाले क्षार धातु एक दूसरे से उत्कृष्ट गैसों द्वारा पृथक् रखे गए हैं।
- हैलोजेन परमाणुओं से ऋणायन तथा क्षार से धनायन का निर्माण संबंधित परमाणुओं द्वारा क्रमशः एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने तथा एक इलेक्ट्रॉन मुक्त होने के फलस्वरूप होता है।
- इस प्रकार निर्मित ऋणायन तथा धनायन उत्कृष्ट गैस के स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को प्राप्त करते हैं। उत्कृष्ट गैसों में बाह्यतम कोश का आठ इलेक्ट्रॉनों वाला (अष्टक) विन्यास  $ns^2np^6$ , विशेष रूप से स्थायी होता है। हीलियम इसका अपवाद है, जिसके बाह्यतम कोश में केवल दो इलेक्ट्रॉन (ड्यूप्लेट) होते हैं।
- ऋणायन तथा धनायन स्थिर वैद्युत आकर्षण द्वारा स्थायित्व ग्रहण करते हैं।

उदाहरणार्थ— उपर्युक्त सिद्धांत के अनुसार, सोडियम तथा क्लोरीन से **NaCl** का बनना निम्नलिखित रूप में दर्शाया जा सकता है—



CaF<sub>2</sub> का बनना इस प्रकार दर्शाया जा सकता है—



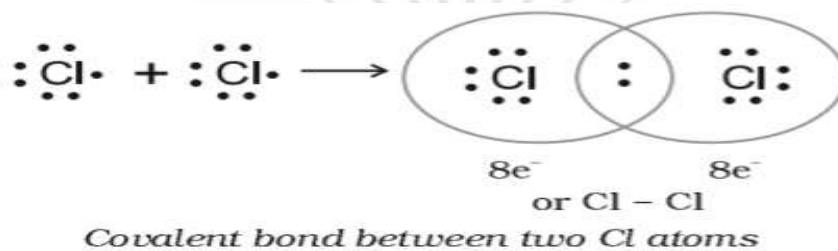
धनायन तथा ऋणायन के बीच आकर्षण के फलस्वरूप निर्मित आबंध को आयनिक बंध का नाम दिया गया। इस प्रकार वैद्युत संयोजकता (Electrovalency) आयन पर उपस्थित आवेश की इकाइयों की संख्या के बराबर होती है।

• अष्टक नियम (Octet Rule)

सन् 1916 में कॉसेल तथा लूइस ने परमाणुओं के बीच रासायनिक संयोजन के एक महत्वपूर्ण सिद्धांत को विकसित किया। इसे 'रासायनिक आबंधन का इलेक्ट्रॉनिक सिद्धांत' कहा जाता है। इस सिद्धांत के अनुसार, परमाणुओं का संयोजन संयोजक इलेक्ट्रॉनों के एक परमाणु से दूसरे परमाणु पर स्थानांतरण के द्वारा अथवा संयोजक इलेक्ट्रॉनों के सहभाजन के द्वारा होता है। इस प्रक्रिया में परमाणु अपने संयोजकता कोश में अष्टक प्राप्त करते हैं। इसे 'अष्टक नियम' कहते हैं।

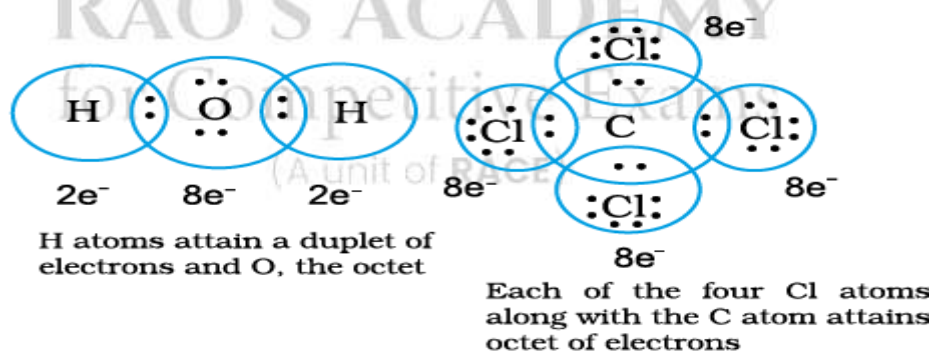
• सहसंयोजी आबंध

Cl<sub>2</sub> अणु के बनने को दो क्लोरीन परमाणुओं के बीच एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन के रूप में समझा जा सकता है।



- प्रत्येक आबंध का निर्माण परमाणुओं के मध्य एक इलेक्ट्रॉन युग्म के सहभाजन के फलस्वरूप होता है।
- संयुक्त होने वाला प्रत्येक परमाणु सहभाजित युग्म में एक-एक इलेक्ट्रॉन का योगदान देता है।
- इलेक्ट्रॉनों के सहभाजन के फलस्वरूप संयुक्त होने वाले परमाणु अपने बाह्य कोश में उत्कृष्ट गैस विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।

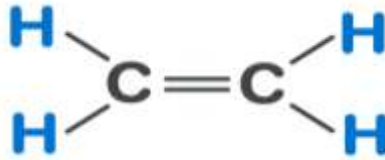
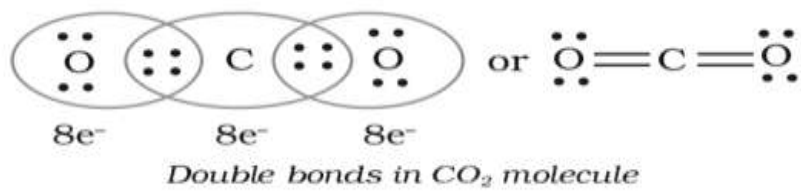
इस प्रकार, जल तथा कार्बन टेट्राक्लोराइड के अणुओं में आबंधों के निर्माण को हम इस प्रकार निरूपित कर सकते हैं—



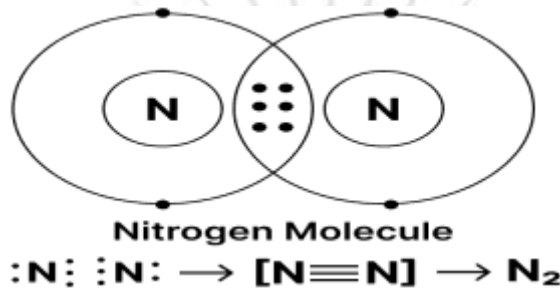
एक इलेक्ट्रॉन युग्म द्वारा संयुग्मित दो परमाणु एकल सहसंयोजी आबंध (Single Covalent Bond) द्वारा आबंधित कहलाते हैं।

दो परमाणुओं के मध्य यदि दो इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन होता है, तो उनके बीच का सहसंयोजी आबंध 'द्वि-आबंध' (Double Bond) कहलाता है।

इसी प्रकार एथिन (Ethene) के अणु में दो कार्बन परमाणु एक द्वि-आबंध द्वारा बंधित होते हैं।



जब संयोजी परमाणुओं के मध्य तीन इलेक्ट्रॉन युग्मों का सहभाजन होता है, जैसा अणु के दो नाइट्रोजन परमाणुओं के मध्य या एथाइन में दो कार्बन परमाणुओं के मध्य है, तब उनके मध्य एक त्रि-आबंध बनता है।

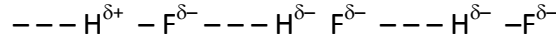


कुछ अणुओं तथा आयनों की लुइस संरचनाएँ

Molecule/Ion	Lewis Representation	
$\text{H}_2$	$\text{H} : \text{H}^{\delta}$	$\text{H} - \text{H}$
$\text{O}_2$	$:\ddot{\text{O}} : \ddot{\text{O}}:$	$:\ddot{\text{O}} = \ddot{\text{O}}:$
$\text{O}_3$	$\begin{array}{c} \text{O}^+ \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} : \ddot{\text{O}} : \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O}^+ \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} - \text{O}^- \end{array}$
$\text{NF}_3$	$\begin{array}{c} :\text{F} : \text{N} : \text{F} : \\   \\ :\text{F} : \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{F} - \text{N} - \text{F} \\   \\ \text{F} \end{array}$
$\text{CO}_3^{2-}$	$\left[ \begin{array}{c} :\text{O} : \\   \\ :\text{O} : \text{C} : \text{O} : \\   \\ :\text{O} : \end{array} \right]^{2-}$	$\left[ \begin{array}{c} :\text{O} : \\   \\ \text{O} - \text{C} - \text{O} : \\   \\ :\text{O} : \end{array} \right]^{2-}$
$\text{HNO}_3$	$\begin{array}{c} + \\ \text{O} : \text{N} : \text{O} : \text{H} \\   \\ :\text{O} : \end{array}$	$\begin{array}{c} + \\ \text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{H} \\   \\ :\text{O} : \end{array}$

● हाइड्रोजन आबंधन

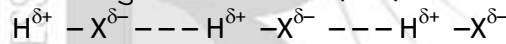
नाइट्रोजन, ऑक्सीजन तथा फ्लुओरीन—ये तीन अत्यधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व जब परमाणु सहसंयोजक आबंध द्वारा हाइड्रोजन परमाणु से जुड़े होते हैं, तब सहसंयोजी आबंध के इलेक्ट्रॉन अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व की ओर स्थानांतरित हो जाते हैं। फलस्वरूप प्राप्त आंशिक धनावेशित हाइड्रोजन परमाणु किसी दूसरे विद्युत ऋणात्मक परमाणु के साथ एक नया आबंध बनाता है। इस आबंध को 'हाइड्रोजन आबंध' कहते हैं। यह आबंध सहसंयोजी आबंध से दुर्बल होता है। उदाहरणार्थ—HF में एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु तथा दूसरे अणु के फ्लुओरीन परमाणु के बीच हाइड्रोजन आबंध बनता है। इसे इस प्रकार दर्शाया जा सकता है—



यहाँ पर हाइड्रोजन आबंध दो परमाणुओं के बीच एक सेतु का कार्य करता है, जो एक परमाणु को सहसंयोजक आबंध तथा दूसरे को हाइड्रोजन आबंध द्वारा जोड़कर रखता है। हाइड्रोजन आबंध को डॉटेड रेखा (.....) द्वारा दर्शाते हैं, जबकि सहसंयोजन आबंध को ठोस रेखा (—) द्वारा दर्शाते हैं। इस प्रकार हाइड्रोजन आबंध को उस आकर्षण बल के रूप में परिभाषित किया जा सकता है, जो एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु को दूसरे अणु के विद्युत ऋणात्मक परमाणु (F, O या N) से बांधता है।

● हाइड्रोजन आबंध बनने का कारण

जब हाइड्रोजन परमाणु किसी प्रबल विद्युत ऋणात्मक तत्व 'X' से आबंधित होता है, तो सहभाजित इलेक्ट्रॉन युग्म हाइड्रोजन परमाणु से दूर हो जाता है। परिणामस्वरूप हाइड्रोजन परमाणु दूसरे परमाणुओं 'X' के सापेक्ष अत्यधिक विद्युत धनात्मक हो जाता है। चूँकि इलेक्ट्रॉन 'X' परमाणु की ओर स्थानांतरित हो जाते हैं, इसलिए हाइड्रोजन परमाणु आंशिक धनात्मक आवेश ( $\delta^+$ ) ग्रहण करता है, जबकि 'X' परमाणु पर आंशिक ऋणात्मक आवेश ( $\delta^-$ ) आ जाता है। इससे एक द्विध्रुवी अणु प्राप्त होता है, जिसके बीच स्थिर वैद्युत बल होता है। इसे इस प्रकार दर्शाया जा सकता है—



हाइड्रोजन आबंध का परिमाण यौगिक की भौतिक अवस्था पर निर्भर करता है। ठोस अवस्था में यह अधिकतम होता है तथा गैसीय अवस्था में न्यूनतम। इस तरह से हाइड्रोजन आबंध यौगिकों की संरचना तथा गुणधर्मों को प्रबलता से प्रभावित करते हैं।

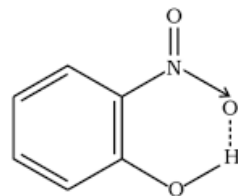
● हाइड्रोजन आबंधों के प्रकार

हाइड्रोजन आबंध दो प्रकार के होते हैं—

- (i) अंतर—अणुक हाइड्रोजन आबंध
- (ii) अंतरा—अणुक हाइड्रोजन आबंध

(i) अंतर—अणुक हाइड्रोजन आबंध— ये आबंध समान अथवा विभिन्न यौगिकों के दो अलग—अलग अणुओं के बीच बनते हैं। उदाहरणार्थ—HF अणु, एल्कोहॉल या जल के अणुओं के बीच हाइड्रोजन आबंध।

(ii) अंतरा—अणुक हाइड्रोजन आबंध— ये आबंध एक ही अणु में उपस्थित हाइड्रोजन परमाणु तथा अधिक विद्युत ऋणात्मक परमाणु (F, O, N) के बीच बनता है। उदाहरणार्थ—O-नाइट्रो फिनाॅल में हाइड्रोजन, जो ऑक्सीजन के मध्य रहता है।



O-नाइट्रो फिनाॅल अणु में अंतर—अणुक हाइड्रोजन आबंध