

SISE & CTE, JABALPUR

ONLINE CLASS SESSION

- Date : 23/04/2020
- Coordinator : Dr. Susamma Johnson
- Class : B.Ed. 2nd Sem
- Time : 12 to 01:10 PM
- Topic : Content cum Methodology in Chemistry Teaching
- TLM Used : PDF, Images, Video,
- Attendance : 95%



Shobhana Chaturvedi



Dr Susamma Johnson



Rekha Gond



Bavita Nayak



12:30 ... 95%

Close Participants (37)

Search

- SC** Shobhana Chaturvedi (M)  
-  Dr Susamma Johnson (Host)  
- AG** Akhilesh Garg  
- AD** Anil dubey  
- AB** anita bharti  
- BN** Bavita Nayak  
- CD** Chandrakishor dhuware  
- CT** Chunouti tembhre  
- DP** Deepak Patel  
- DA** Deepti Agrawal  
- DT** Dinesh Tiwari  
- I** Indrajeet  

- JS** Jyoti Sahu  
- MS** mohan sen  
- MK** Mukesh kumar barholiya  
- NV** Naresh vishwakarma  
- PA** Priyanka Asati  
- PD** Pushpraj dwivedi  
- RD** Rakhi dubey  
- R** Ramgopal  
- RK** Reeta karan  
- RG** Rekha Gond  
- SK** S K Jain  
- SS** Seema singh  
- SK** Shabnamj Khan  
- SA** Shammi Ali  
- SM** Sharda mandale  
- S** Shyamkishorsen  
- SL** Smrati ladiya  
- S** Sunita Bansod  
- SM** Sushma mehra  
- ST** Sushma Tripathi  

RDVV Examination 2019-20

B.Ed.(science) 2nd Semester

Content cum Methodology of Teaching Chemistry

UNIT 3

Presentation: Dr Susamma Johnson,SISE&CTE,Jabalpur

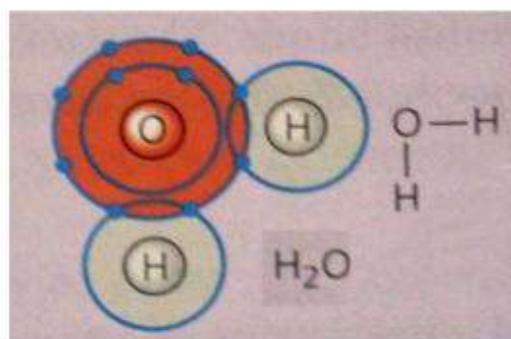
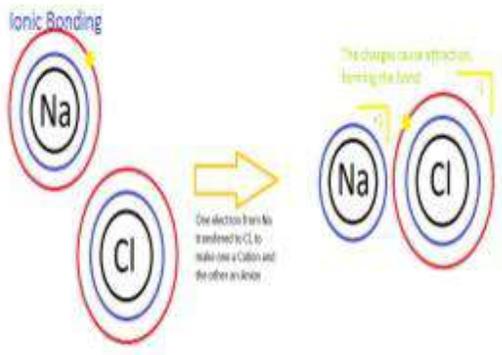
Resorce:NCERT,MP Board,GOOGLE

रासायनिक
बंधन
और
इसके प्रकार



परिभाषा

➤परमाणुओं के मध्य जो आकर्षण बल होता है ,उसे ही रासायनिक आबंधन कहते है | दूसरे शब्दों में परमाणुओं के अष्टक की पूर्ती हेतु जो बल कार्य करता है ,वही रासायनिक आबंधन है |



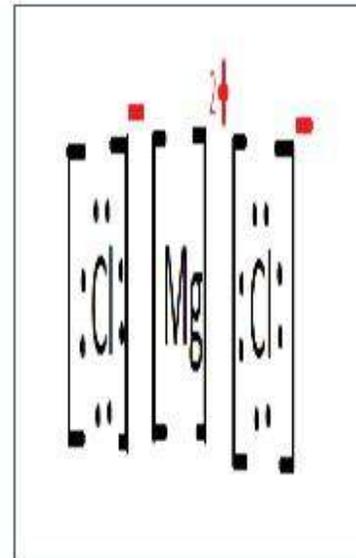
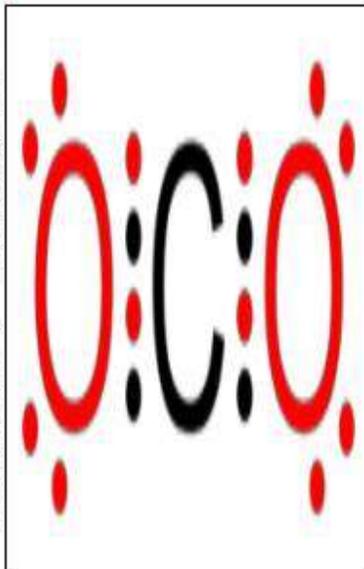
(iii) सभी परमाणुओं की प्रवृत्ति स्थायित्व प्राप्त करने की होती है, इसीलिए सभी परमाणु दूसरे परमाणुओं से संयोजन करके निकटतम उत्कृष्ट गैस का इलै० विन्यास प्राप्त करते हैं। इस नियम को अष्टक नियम कहते हैं।

लुईस प्रतीक :- जी० एन० लुईस ने परमाणु के संयोजी इलै० को प्रदर्शित करने के लिए सरल प्रतीकों का प्रयोग किया।

जैसे :- Li. Be: .B: :C: $\cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$
 ., ०, x लुईस प्रतीक

अष्टक का नियम

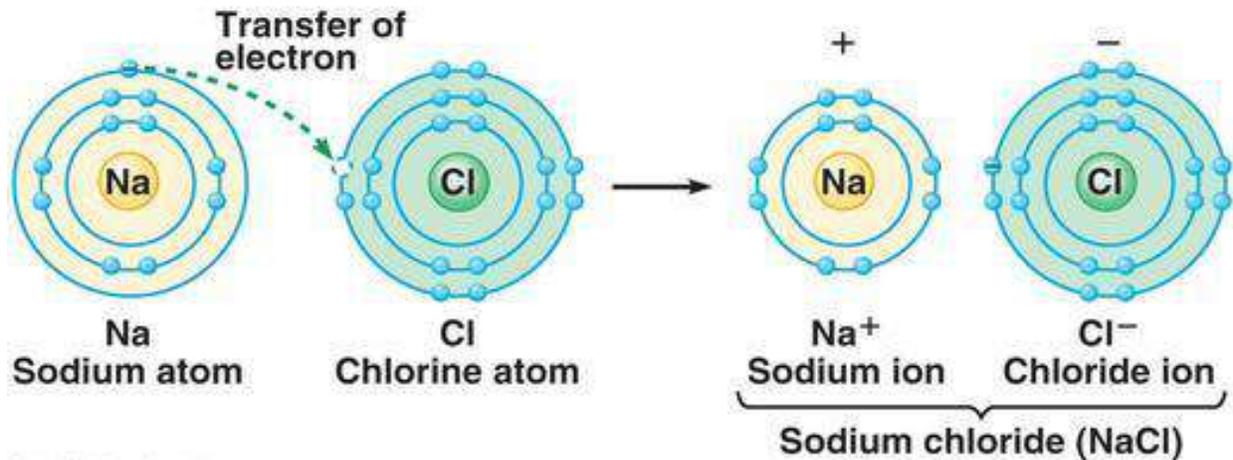
- कोई भी परमाणु तब तक क्रिया करता है, जब तक कि उसकी बाह्यतम कक्षा में आठ इलेक्ट्रान न हो जाय क्योंकि किसी भी परमाणु की बाह्यतम कक्षा में आठ से ज्यादा इलेक्ट्रान नहीं हो सकते।
- उदाहरण - Na का परमाणु क्रमांक 11 है -2, 8, 1। इसकी बाह्यतम कक्षा में एक इलेक्ट्रान है इसलिए यह तब तक क्रिया करेगा जब तक कि इसके बाह्यतम कक्षा में आठ इलेक्ट्रान न हो जाएँ।



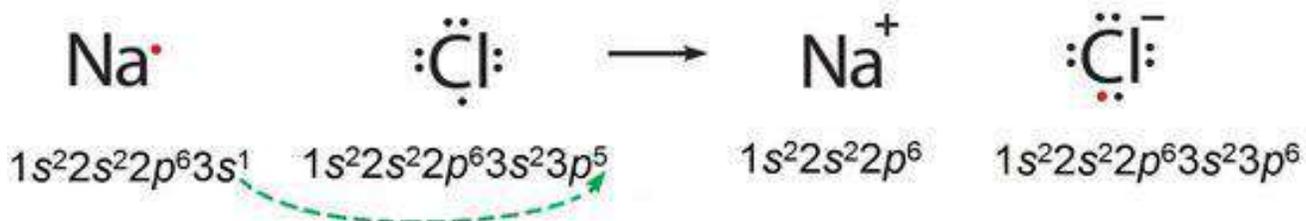
रासायनिक बन्धों के प्रकार :- ये मुख्य रूप से निम्न प्रकार के हाते हैं :-

- (i) वैद्युत संयोजक या आयनिक बंध
- (ii) सह संयोजक बंध
- (iii) उपसहसंयोजक बंध
- (iv) हाइड्रोजन बंध
- (v) धात्विक बंध
- (vi) वांडर वाल्स बंध

आयनिक यौगिकों का बनना Ionic compound formation



Copyright © 2020 Pearson Education, Inc.

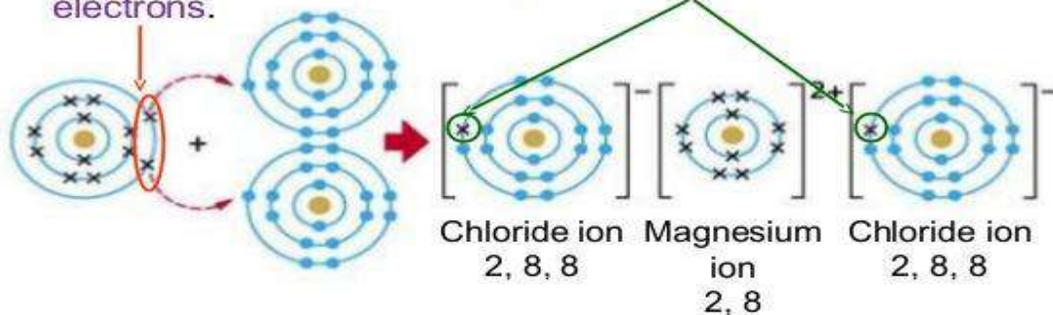


6.3 Ionic Bond: Transferring Electrons

Example 2: Magnesium chloride

Magnesium atom loses two electrons.

Chlorine atoms gain one electron each.

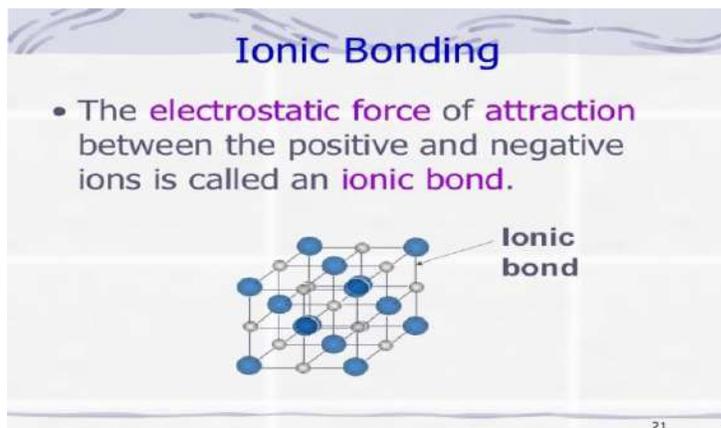
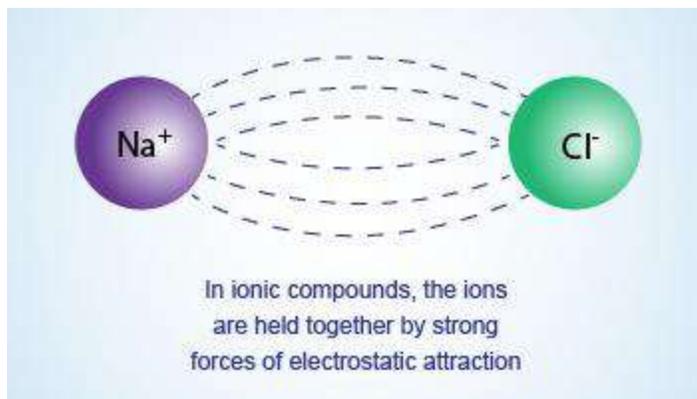


Magnesium reacts with chlorine in the ratio of 1 : 2 to form magnesium chloride (MgCl₂).

30

एक परमाणु (Atom) के द्वारा दूसरे परमाणु पर इलेक्ट्रॉन के स्थानांतरण (Transfer of electron) के कारण बनने वाले रासायनिक बांड (Chemical bond) को आयनिक बांड (Ionic bond) कहते हैं। इसे इलेक्ट्रोवैलेंट बांड के रूप में भी जाना जाता है और आयनिक बांड युक्त यौगिकों को आयनिक यौगिक भी कहा जाता है। इसलिए, ऐसा कहना गलत नहीं होगा कि आयनों से आयनिक यौगिक बनते हैं।

जब एक धातु (metal) एक अधातु (non metal) के साथ प्रतिक्रिया करता है तो वे आयनिक बांड (Ionic bond) बनाते हैं तथा बनने वाला यौगिक (compound) आयनिक यौगिक (Ionic compound) कहलाता है। धातु की अधातु के साथ प्रतिक्रिया के फलस्वरूप दोनों एक दूसरे के साथ इलेक्ट्रोस्टैटिक फोर्स के आकर्षण (Electrostatic force of attraction) से बंध जाते हैं, ऐसे बांड को आयनिक बांड (Ionic bond) कहते हैं।



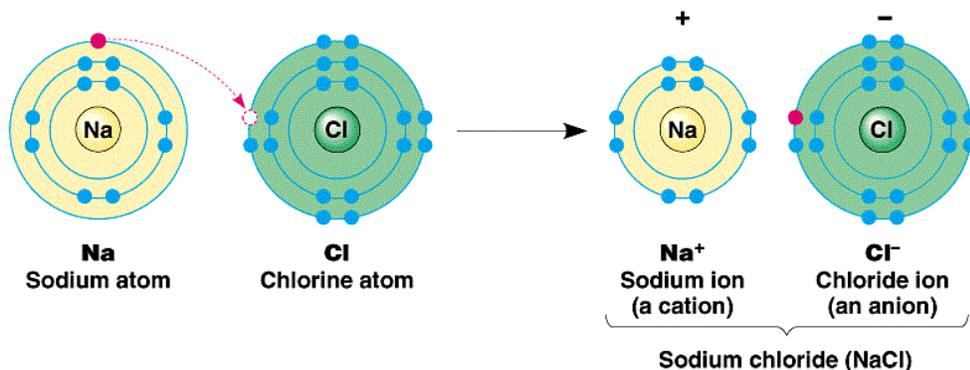
(Source: Google)

आयनिक यौगिक (Ionic Compound) कैसे बनते हैं?

उदाहरण के लिए: सोडियम धातु स्थाई इलेक्ट्रॉनिस विन्यास (Electronic configuration) प्राप्त करने के लिए हमेशा बाहरी कक्षा (outermost orbit) में 8 इलेक्ट्रॉन (electron) पूरा

करना चाहता है. चूँकि सोडियम की बाहरी कक्षामें एक इलेक्ट्रॉन है, अतः सोडियम एक इलेक्ट्रॉन आसानी से खो (loose) सकता है, अतः सोडियम अपनी बाहरी कक्षा से (Outermost orbit) एक इलेक्ट्रॉन खोकर सोडियम आयन (sodium ion, Na^+) बनाता है जो कि धनावेशित (positively charged) होता है.

दूसरी ओर क्लोरीन जिसकी बाहरी कक्षा (outermost orbit) में सात इलेक्ट्रॉन है, स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Stable electronic configuration) पाने के लिये हमेशा 8 इलेक्ट्रॉन पूरा करने के लिये एक इलेक्ट्रॉन पाने (gain) के लिये तत्पर रहता है.



Source: www.eweb.furman.edu.com

अतः सोडियम क्लोराईड (Sodium chloride) बनाने के क्रम में सोडियम एक इलेक्ट्रॉन खोता है तथा उसे क्लोरीन को स्थानांतरित (Transfer) कर देता है. सोडियम द्वारा एक इलेक्ट्रॉन खोने से इसकी बाहरी कक्षा (Outermost orbit) में 8 इलेक्ट्रॉन हो जाते हैं वहीं दूसरी ओर एक इलेक्ट्रॉन पाने से क्लोरीन की बाहरी कक्षा में भी 8 इलेक्ट्रॉन हो जाते हैं तथा दोनों परमाणु स्थाई (stable) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (electronic configuration) प्राप्त कर लेते हैं.

एक इलेक्ट्रॉन खोने के कारण सोडियम पर एक धन आवेश (positive charge) आ जाता है तथा एक इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने के कारण क्लोरीन पर एक ऋण आवेश (negative charge) आ जाता है. उसके बाद सोडियम आयन (sodium ion, Na^+) तथा क्लोरीन आयन (chloride ion, Cl^-) के योग के कारण सोडियम क्लोराईड (NaCl) बनता है. सोडियम आयन (sodium ion, Na^+) का एक धन आवेश (positive charge) तथा क्लोरीन आयन (chloride ion, Cl^-) का एक ऋण आवेश (negative charge) मिलकर सोडियम क्लोराईड (sodium chloride, NaCl) को वैद्युत (electrically) रूप से उदासीन (neutral) बना देते हैं.

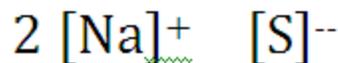
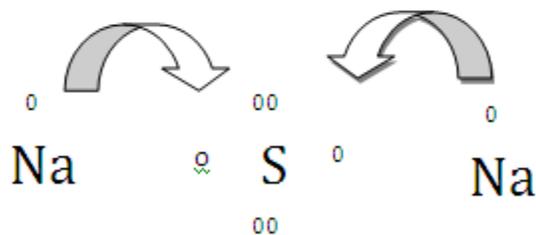
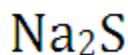
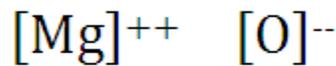
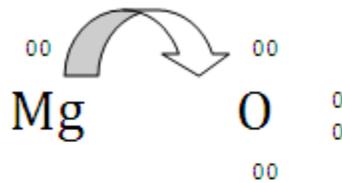
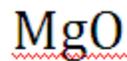
चूँकि सोडियम क्लोराईड दो आयन के मिलने से बनता है अतः इसमें उपस्थित बांड आयनिक बांड या इलेक्ट्रोवैलेंट बांड (electrovalent bond) कहलाता है। तथा सोडियम क्लोराईड आयनिक या इलेक्ट्रोवैलेंट (electrovalent) यौगिक (compound) कहलाता है।

इसी प्रकार कैल्शियम क्लोराईड (calcium chloride, CaCl_2), कैल्शियम ब्रोमाईड (Calcium Bromide, CaBr_2), मैग्निशियम ब्रोमाईड (Magnesium Bromine, MgBr_2) आदि आयनिक यौगिक बनते हैं।

वैद्युत संयोजक बंध या आयनिक बंध

Electrovalent Bond or Ionic Bond

वैद्युत संयोजक बंध [Electro Valent or Ionic Bond] :- असमान परमाणुओं के बीच इलै० के स्थानान्तरण से बनने वाले बन्धों को वैद्युत संयोजक बन्ध कहते हैं। इसमें एक परमाणु इलै० ग्रहण करता है, तो दूसरा परमाणु इलै० त्यागता है, तो उन पर आवेश आ जाता है, अर्थात् आयन बनने के कारण इसे आयनिक बन्ध कहा जाता है। वैद्युत संयोजक बंध बनने में ग्रहण या त्याग किये गये इलै० की संख्या तत्व की वैद्युत संयोजकता कहलाती है। वे यौगिक, जिनमें ये बंध पाए जाते हैं, वैद्युत संयोजक यौगिक कहलाते हैं। जैसे :-



वैद्युत संयोजक बन्ध बनाने की दशाएँ :-

- (i) एक धातु और एक अधातु परमाणुओं के बीच वैद्युत संयोजक बंध बनता है।
- (ii) एक प्रबल विद्युत धनात्मक और एक विद्युत ऋणात्मक तत्व के बीच विद्युत संयोजक बंध बनता है।
- (iii) वे तत्व, जिनकी विद्युत ऋणात्मकताओं का अन्तर 1.7 से अधिक होता है, वैद्युत संयोजक बंध बनाता है।

वैद्युत संयोजक यौगिकों के लक्षण :-

- (i) असमान परमाणुओं के बीच इलेक्ट्रॉनों के स्थानान्तरण से बनते हैं।
- (ii) वैद्युत संयोजक यौगिकों के गलनांक और क्वथनांक उच्च होते हैं क्योंकि ये प्रबल स्थिर वैद्युत बलों द्वारा जुड़े रहते हैं, जिन्हें तोड़ने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता पड़ती है।
- (iii) वैद्युत संयोजक यौगिक ठोस अवस्था में विद्युत के कुचालक होते हैं, परन्तु गलित अवस्था में या विलयन में वैद्युत के चालक होते हैं, क्योंकि मुक्त आयन देते हैं।
- (iv) वैद्युत संयोजक यौगिक ध्रुवीय विलायकों (पानी) में विलेय अध्रुवीय विलायकों (बेन्जीन) में अविलेय होते हैं।

Que:- ठोस NaCl विद्युत का कुचालक होता है, गलित NaCl चालक होता है, क्यों ?

Ans:- ठोस NaCl विद्युत का कुचालक होता है, गलित NaCl चालक होता है, क्योंकि गलित अवस्था में ये मुक्त आयन देते हैं। ठोस अवस्था में नहीं।



सहसंयोजक बंध Covalent Bond

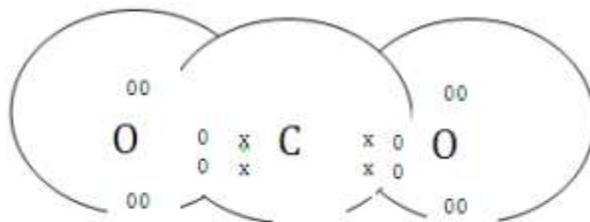
सह संयोजक बंध [Covalent Bond] :-

समान या असमान परमाणुओं के बीच इलै० युग्मों की साझेदारी से बनने वाले युग्मों को सहसंयोजक बंध कहते हैं। जब एक इलै० युग्म की साझेदारी होती है, तो इसे एकल सहसंयोजक बंध कहते हैं और जब दो इलै० युग्मों की साझेदारी होती है, तो इसे द्विसहसंयोजक बंध कहते हैं, जब तीन इलै० युग्मों की साझेदारी होती है, तो इसे त्रिसहसंयोजक बंध कहते हैं।

सहसंयोजकता :- सहसंयोजक बंध बनाने के लिए कोई परमाणु जितने इलै० साझे के लिए देता है, इलै० की यह संख्या उसकी सहसंयोजकता कहलाती है।

या

दो परमाणुओं के बीच जितने इलै० युग्मों की साझेदारी होती है, वह संख्या सहसंयोजकता कहलाती है।



O_1 की सहसंयोजकता = 2

C की सहसंयोजकता = 4

O_2 की सहसंयोजकता = 2

सहसंयोजक यौगिक :- यौगिक, जिनके बीच सहसंयोजक बंध बनते हैं, सहसंयोजक यौगिक कहलाते हैं। जैसे :-
 NH_3 , CH_4 आदि।

सहसंयोजक यौगिक बनने की दशाएँ :-

- (i) समान परमाणुओं के बीच सहसंयोजक बंध बनते हैं।
- (ii) दो अधातु परमाणुओं के बीच सहसंयोजक बंध बनते हैं।
- (iii) जिन परमाणुओं के बीच इलै० विद्युत ऋणात्मकताओं का अन्तर शून्य या बहुत कम होता है, उनके बीच सहसंयोजक बंध बनते हैं।
- (iv) दोनों परमाणुओं को स्थायी इलै० विन्यास प्राप्त करने के लिए इलै० की आवश्यकता पड़ती है, तो उनके बीच सहसंयोजक बंध बनते हैं।

सहसंयोजक यौगिक के लक्षण :-

- (i) ये यौगिक समान या असमान परमाणुओं के बीच इलै० युग्मों की साझेदारी से बनते हैं।
- (ii) इसके गलनांक व क्वथनांक कम होते हैं क्योंकि ये कमजोर वाण्डरवाल्स बलों द्वारा जुड़े रहते हैं, जिन्हें तोड़ने के लिए कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है।
- (iii) ये ध्रुवीय विलायकों में अविलेय तथा अध्रुवीय विलायकों में विलेय होते हैं।
- (iv) ये विद्युत के कुचालक होते हैं, क्योंकि इनमें मुक्त आयन नहीं बनते हैं।

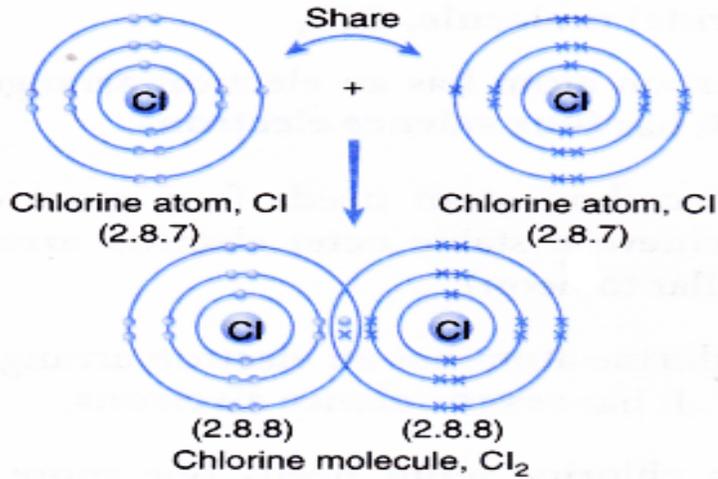


Figure Formation of a chlorine molecule, Cl₂

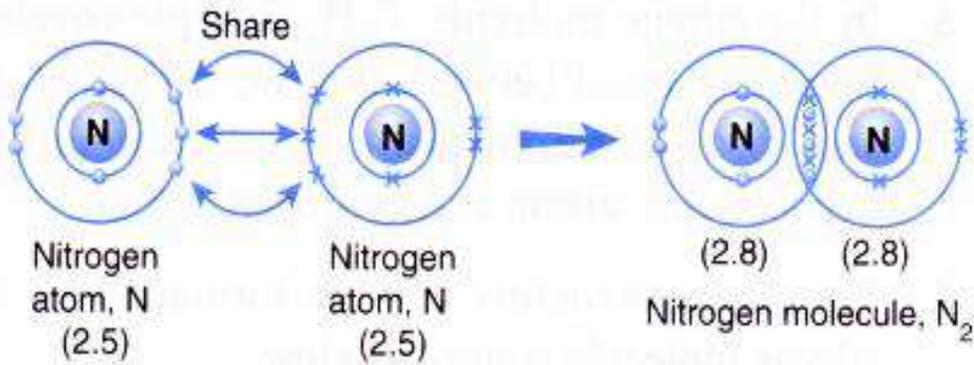
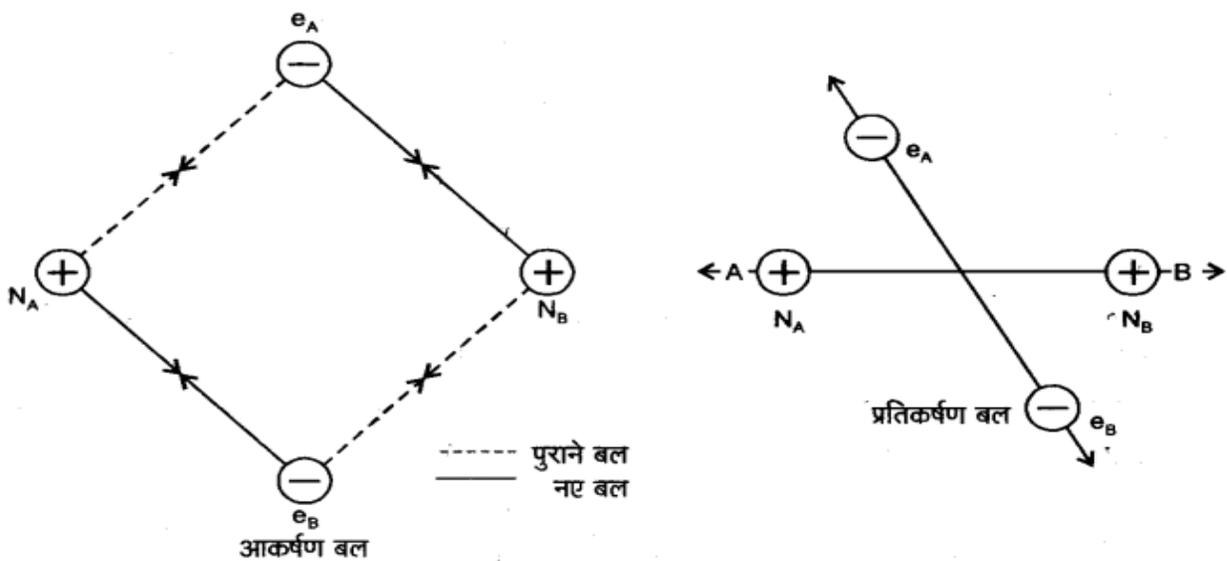
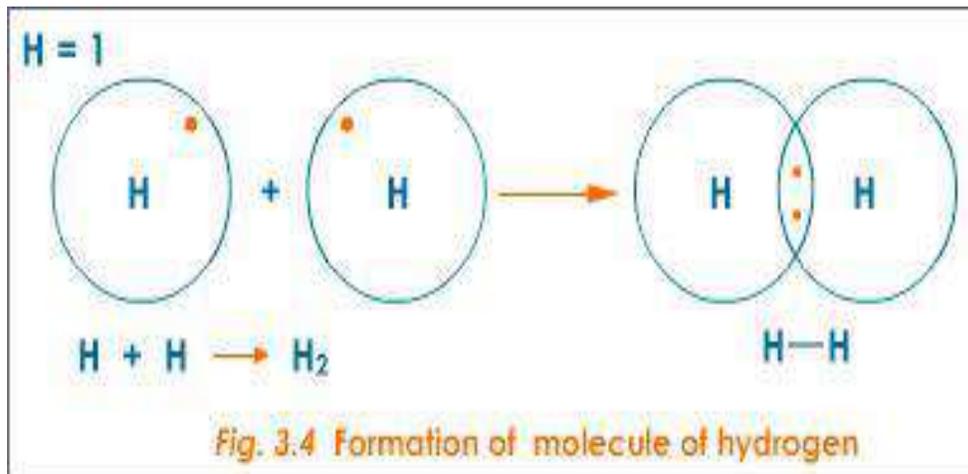


Figure Formation of a nitrogen molecule, N₂



चित्र-8 : H₂ अणु के विरचन में आकर्षण तथा प्रतिकर्षण बल।

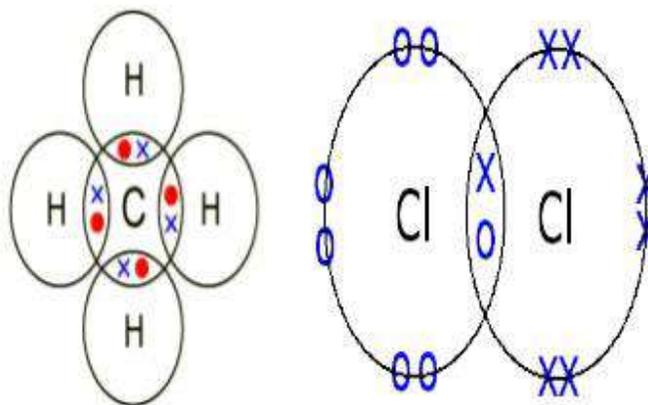
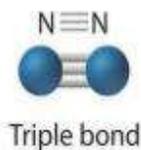
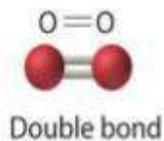


Types of Covalent bonds सहसंयोजक बंध के प्रकार

1-संख्या के आधार पर

सह संयोजी बंध

- जब परमाणु बराबर इलेक्ट्रानों की साझेदारी करके संयोग करते हैं, तब उस बंध को सह संयोजी बंध कहते हैं। तथा ऐसे यौगिक जिसमें यह बंध होता है, सह-संयोजी यौगिक कहलाते हैं।

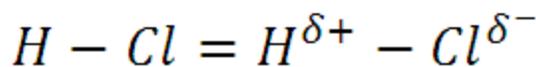


2-Polarity के आधार पर

सहसंयोजक यौगिक के दो प्रकार होते हैं :-

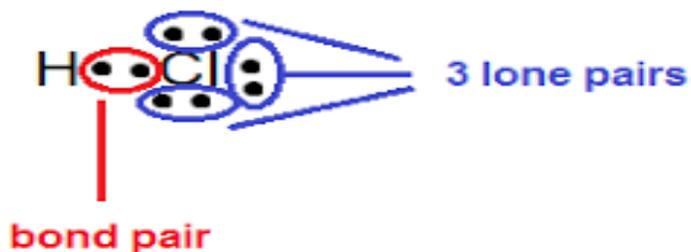
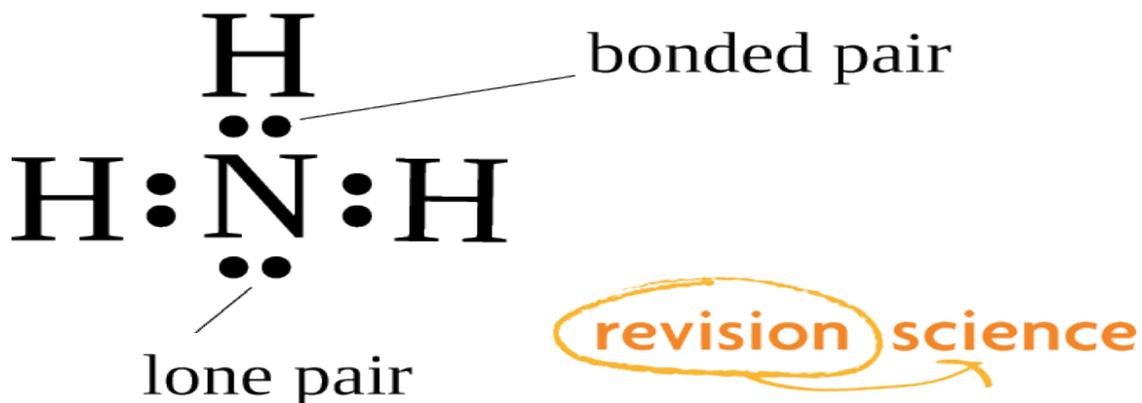
- (i) ध्रुवीय सहसंयोजक यौगिक [Polar Co-Valent Bond] :- वे सहसंयोजक यौगिक जो असमान विद्युत ऋणात्मकता वाले परमाणुओं के बीच बनते हैं। ध्रुवीय सहसंयोजक यौगिक कहलाते हैं। इनमें अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व पर आंशिक ऋणावेश आ जाता है तथा कम विद्युत ऋणात्मक तत्व पर आंशिक धनावेश आ जाता है।

जैसे :- (i) HCl, HF, H₂O आदि।



अध्रुवीय सहसंयोजक यौगिक [Non-Polar Co-Valent Bond] :- समान परमाणुओं के बीच बनने वाले यौगिक अध्रुवीय सहसंयोजक यौगिक कहलाते हैं। जिनमें सांझे का इलै0 युग्म बीच में उपस्थित रहता है। जैसे :- H₂, Cl₂, F₂ आदि।

Bonded and Lone pairs

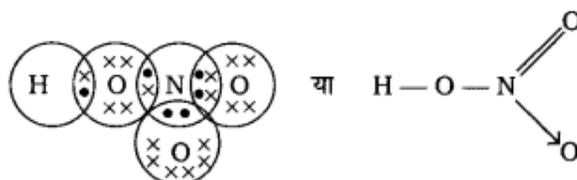


उप सहसंयोजक बन्ध के लक्षण :-

- (i) ये एक इलै0 युग्मों की साझेदारी से बनते हैं।
- (ii) इसके गलनांक व क्वथनांक वैद्युत संयोजी यौगिकों से कम होते हैं तथा सहसंयोजक यौगिक से अधिक होते हैं।
- (iii) ये ध्रुवीय विलायकों में अविलेय तथा अध्रुवीय विलायकों में विलेय होते हैं।
- (iv) ये विद्युत के कुचालक होते हैं, क्योंकि मुक्त आयन नहीं देते हैं।

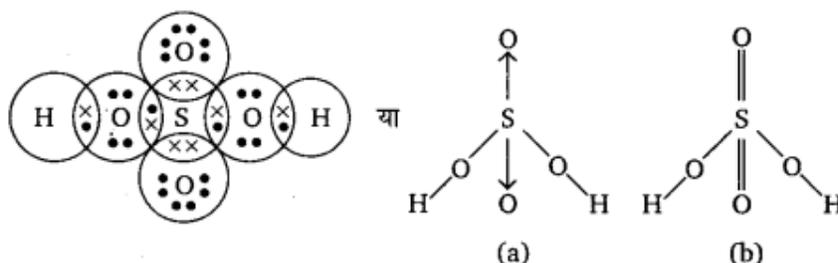
उदाहरण-

(vi) HNO_3 में दो एकल सहसंयोजक बन्ध, एक द्विसहसंयोजक बन्ध और एक उपसहसंयोजक बन्ध होता है।



HNO_3 की इलेक्ट्रॉनिक संरचना

(vii) H_2SO_4 में दो उपसहसंयोजक बन्ध ($\text{S} \rightarrow \text{O}$), दो सहसंयोजक बन्ध ($\text{S}-\text{O}$) तथा दो सहसंयोजक बन्ध ($\text{O}-\text{H}$) होते हैं।



H_2SO_4 की इलेक्ट्रॉनिक संरचना

गुण	आयनिक यौगिक	सहसंयोजी यौगिक
1. बनना MPBoardSolutions.com	ये इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण के फलस्वरूप बनते हैं।	ये इलेक्ट्रॉनों के साझे के फलस्वरूप बनते हैं।
2. भौतिक अवस्था	ये दृढ़ क्रिस्टलीय ठोस हैं।	ये साधारण द्रव तथा गैस हैं तथा उच्च अणुभार वाले यौगिक ठोस हैं।
3. क्रियाशीलता	ये अधिक क्रियाशील हैं।	ये कम क्रियाशील हैं।
4. विलेयता	जल में विलेय हैं।	जल में अविलेय हैं।
5. विद्युत् चालकता	ये पिघली हुई अवस्था या विलयन अवस्था में विद्युत् के सुचालक हैं।	ये विद्युत् के कुचालक हैं।
6. गलनांक एवं क्वथनांक	इनके गलनांक तथा क्वथनांक उच्च हैं।	इनके गलनांक तथा क्वथनांक निम्न हैं।
7. अभिक्रिया दर	विलयन अवस्था में इनकी अभिक्रिया दर तीव्र है।	इनकी अभिक्रिया दर मंद है।
8. आयनीकरण	ये विलयन अवस्था में सरलता से आयनित हो जाते हैं।	ये सरलता से आयनित नहीं होते हैं। MPBoardSolutions.com

VSEPR Theory

VSEPR (Valency Shell Electron Pair Repulsion) Theory

संयोजी कोश इलै० युग्म प्रकीर्णन सिद्धान्त :-

सन् 1904 ई० में सिडविक तथा पावेल ने VSEPR सिद्धान्त का प्रतिपादन किया। 1957 ई० में नाई होम तथा जिलैस्पी ने इसे संशोधित किया। इस सिद्धान्त के अनुसार -

- (i) अणु की आकृति केन्द्रीय परमाणु के आस-पास स्थित संयोजी कोश के इलै० युग्मों की संख्या पर निर्भर करती है।
- (ii) संयोजी कोश में दो प्रकार के इलै० युग्म पाए जाते हैं :- बन्धित ओर अबन्धित इलै० युग्म।
अबन्धित इलै० युग्मों को (Lone Pair) भी कहा जाता है।
- (iii) इलै० युग्मों के बीच प्रतिकर्षण पाया जाता है, जिसका क्रम इस प्रकार है।
$$Bp : bp < bp : lp < lp : lp$$
प्रतिकर्षण का बढता कम
- (iv) केन्द्रीय परमाणु इलै० युग्मों को ऐसी स्थिति में रखने की प्रवृत्ति रखते हैं, जहाँ उनके बीच प्रतिकर्षण बल न्यूनतम हो, क्योंकि न्यूनतम ऊर्जा वाला निकाय सर्वाधिक स्थायी होता है।

VSEPR सिद्धान्त के अनुप्रयोग :-

(i) दो Bond pair वाले अणु रेखीय होते हैं। जैसे :-
BCl₂, BF₂

(ii) तीन Bond pair वाले अणु त्रिकोणीय समतलीय होते हैं। जैसे :- BF₃, SO₃

(iii) चार Bond pair तथा एक Loan pair वाले अणु मुझे हुए अर्थात् V आकृति के होते हैं। जैसे :-
SnCl₂, SO₂

(iv) चार Bond pair वाले अणु चतुष्फलकीय होते हैं।
जैसे :- CH₄, NH₄

(v) तीन Bond pair और एक Loan pair वाले अणु त्रिकोणीय पिरामिडी होते हैं। जैसे:- NH₃, PCl₃, NCl₃

(vi) दो Bond pair और दो Loan pair वाले अणु भी V आकृति के होते हैं, परन्तु इनका कोण 109° से कम होता है। जैसे:- H₂O, H₂S आदि।

(vii) पाँच Bond pair अणु त्रिकोणीय द्विपिरामिडी होते हैं। जैसे SbCl₅, PCl₅ आदि।

केन्द्रीय परमाणु पर कुल इलेक्ट्रॉन युग्म	केन्द्रीय परमाणु पर इलेक्ट्रॉन के प्रकार	सूत्र	आकृति	उदाहरण
2	2 बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म	AX ₂	रेखीय	BeCl ₂ , MgCl ₂
3	3 बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म	AX ₃	समतलीय त्रिभुजीय	BF ₃
4	4 बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म	AX ₄	चतुष्फलकीय	CH ₄
4	3 बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म + 1 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म	AX ₃	पिरामिडीय	NH ₃
4	2 बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म + 2 एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म	AX ₂	उल्टी V आकृति	H ₂ O

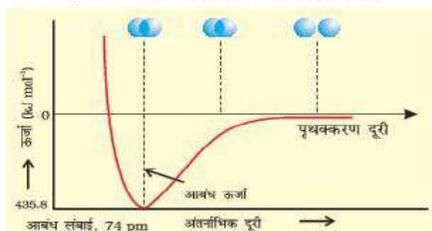
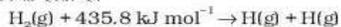
NCERT Chemistry 11th Chapter 4

कक्षकों के अतिव्यापन की संकल्पना

रासायनिक आबंधन तथा आण्विक संरचना

119

आरेख में न्यूनतम के संगत होती है। विलोमत: H_2 के एक मोल अणुओं के वियोजन के लिए 435.8 kJ ऊर्जा की आवश्यकता होती है।



चित्र 4.8: H_2 अणु के विरचन के लिए H परमाणुओं के बीच अंतर्नाभिक दूरी की सापेक्ष स्थितिज ऊर्जा का आरेख, आरेख में न्यूनतम ऊर्जा स्थिति H_2 की सर्वाधिक स्थायी अवस्था दर्शाती है।

4.5.1 कक्षक अतिव्यापन अवधारणा

हाइड्रोजन अणु के विरचन में इस अवस्था में न्यूनतम ऊर्जा अवस्था प्राप्त होती है। इस अवस्था में दो परमाणु इतने करीब हो जाते हैं कि उनके परमाणु-कक्षक आंशिक रूप से अंतरभेदन 'परमाणु-कक्षक अतिव्यापन' कहलाता है। इसके परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन संयुग्मित होते हैं। अतिव्यापन की सीमा सहसंयोजी आबंध की प्रबलता को निर्धारित करती है। सामान्यतः अधिक अतिव्यापन दो परमाणुओं के बीच प्रबल आबंध बनाने से संबंधित है। इस प्रकार, कक्षक अतिव्यापन अवधारणा के अनुसार दो परमाणुओं के बीच सहसंयोजी आबंध का बनना संयोजकता कक्ष में उपस्थित विपरीत चक्रण (Spin) वाले इलेक्ट्रॉनों के संयुग्मन के परिणामस्वरूप होता है।

4.5.2 आबंधों के दिशात्मक गुणधर्म

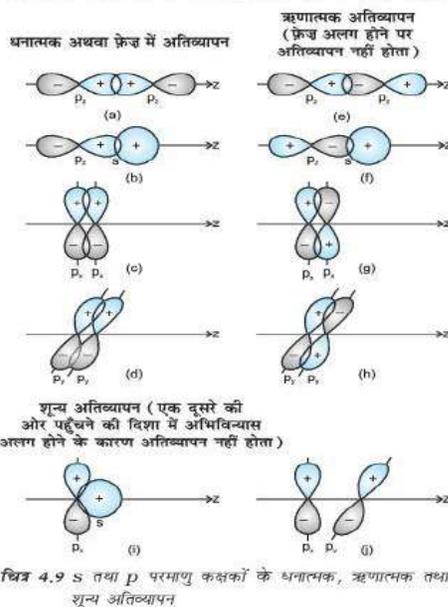
जैसा आप जानते हैं, सहसंयोजी आबंध परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन से बनते हैं। उदाहरण के लिए— हाइड्रोजन का अणु बनने में इसके दो परमाणुओं के संयोजन में उनके 1s कक्षकों का अतिव्यापन होता है।

CH_4 , NH_3 तथा H_2O जैसे बहुपरमाणुक अणुओं में आबंध बनने के साथ-साथ अणु की ज्यामिति भी महत्वपूर्ण होती है। उदाहरण के लिए— CH_4 के अणु की आकृति चतुष्फलकीय क्यों होती है और HCH आबंध कोण का मान $109^\circ 28'$ क्यों होता है? अथवा NH_3 अणु की आकृति पिरामिडी क्यों होती है?

'संयोजकता आबंध सिद्धांत' के आधार पर CH_4 , NH_3 , H_2O आदि बहुपरमाणुक अणुओं की आकृति, उनमें आबंध विरचन तथा उनके दिशात्मक गुणों को परमाणु कक्षकों के संकरण तथा अतिव्यापन की सहायता से स्पष्ट किया जा सकता है।

4.5.3 परमाणु कक्षकों का अतिव्यापन

जब दो परमाणु आबंध विचरण के लिए पास आते हैं, तब उनके कक्षकों का अतिव्यापन धनात्मक, ऋणात्मक या शून्य हो सकता है। यह ऑर्बिटल तरंग फलन के आयाम (amplitude) की दिक्स्थान (स्पेस) में दिशा और चिह्न (फ़ेज़) पर निर्भर करता है (चित्र 4.9)। सीमा-सतह आरेखों पर दर्शाए गए धनात्मक और ऋणात्मक चिह्न तरंग फलन का चिह्न (फ़ेज़) बतलाते हैं। इनका आवेश से कोई संबंध नहीं होता। आबंध बनाने के लिए ऑर्बिटलों का चिह्न (फ़ेज़) और अभिविन्यास एक समान होना चाहिए। इसे धनात्मक अतिव्यापन कहते हैं। s तथा p परमाणु कक्षकों के धनात्मक, ऋणात्मक या शून्य अतिव्यापन की विभिन्न अवस्थाएँ, चित्र 4.9 में दर्शाई गई हैं।

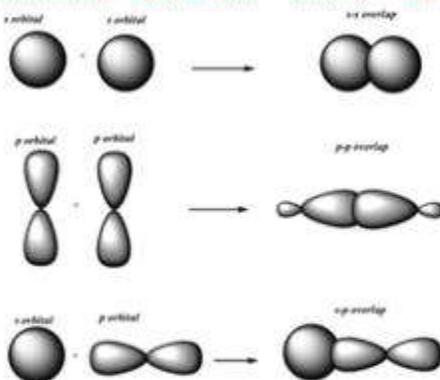


चित्र 4.9 s तथा p परमाणु कक्षकों के धनात्मक, ऋणात्मक तथा शून्य अतिव्यापन

sigma and pi bonds

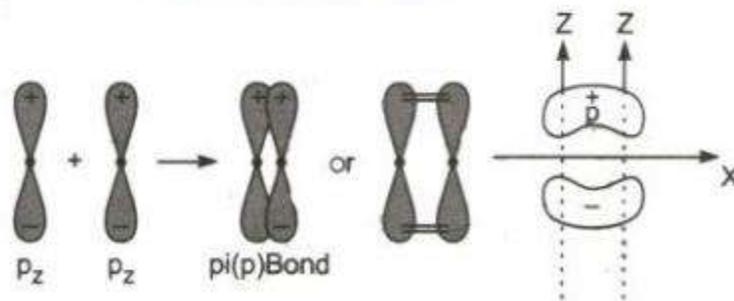
σ बन्ध :- दो आर्बिटल ss , sp या pp के मध्य अक्षीय या शीर्ष अतिव्यापन से बनने वाले बंधों को σ बन्ध कहते हैं। इसमें अतिव्यापन अधिक होने के कारण यह बन्ध प्रबल होता है।

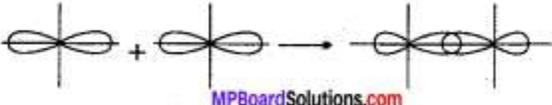
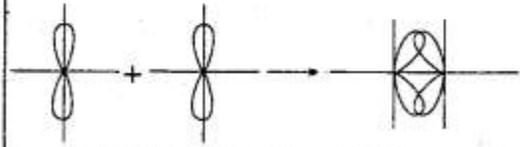
जैसे :-



सभी एकल बन्ध σ बन्ध होते हैं, सभी द्विबन्ध में एक σ बन्ध होता है और सभी त्रिबन्ध में भी एक σ बन्ध होता है। सभी संकरित आर्बिटल भी σ बन्ध बनाते हैं।

π - Bond :- pp orbital के बीच पार्श्वीय अतिव्यापन से बनने वाले बन्ध को π बन्ध कहते हैं। यह एक कमजोर बन्ध होता है, क्योंकि इसमें अतिव्यापन कम होता है। यह हमेशा σ बन्ध के साथ पाया जाता है। द्विबन्ध में एक और त्रिबन्ध में दो होते हैं।



सिग्मा (σ) बंध	पाई (π) बंध
<p>1. किन्हीं भी दो संकरित या असंकरित परमाणु ऑर्बिटलों के अक्षीय अतिव्यापन से σ बंध बनता है। जैसे— $s-s$, $s-p$, p_x-p_x, sp^3-s, sp^2-sp^2 आदि।</p> <p>2. अधिकतम अतिव्यापन की संभावना के कारण मजबूत बंध होता है।</p> <p>3. s ऑर्बिटलों के अतिव्यापन से केवल σ बंध बनता है।</p> <p>4. ऑर्बिटलों का अतिव्यापन सममित रूप से होता है।</p> <p>5. p ऑर्बिटलों के अक्षीय अतिव्यापन से चूँकि इलेक्ट्रॉन मेघ दो नाभिकों के बीच आ जाता है, इसलिये नोडल तल के दूसरी ओर लोब (Lobe) का आकार नगण्य हो जाता है।</p>  <p>6. σ बंध की आकृति अंतरनाभिकीय अक्ष के सापेक्ष ठोस बेलनाकार होती है इसलिये इस बंध के सापेक्ष घूर्णन संभव होता है।</p> <p>7. अतिव्यापन के फलस्वरूप पहला बंध हमेशा σ बंध होता है।</p>	<p>1. दो परमाणवीय ऑर्बिटलों के बीच समान्तर अतिव्यापन से π बंध बनता है। जैसे— p_y-p_y, p_z-p_z आदि। MPBoardSolutions.com</p> <p>2. न्यून अतिव्यापन के कारण कमजोर बंध होता है।</p> <p>3. s- ऑर्बिटलों के अतिव्यापन से π बंध नहीं बनता।</p> <p>4. अंतरनाभिकीय (तल) के दोनों ओर इलेक्ट्रॉन मेघ होते हैं।</p> <p>5. तल के दोनों ओर समान रूप से अतिव्यापन होता है।</p>  <p>6. π बंध की आकृति अंतरनाभिकीय अक्ष के सापेक्ष खोखले बेलन के समान होने के कारण इस बंध के सापेक्ष घूर्णन संभव नहीं होता।</p> <p>7. पहला छोड़कर दूसरा तथा तीसरा बंध π बंध ही होता है। अतः केवल π बंध का अस्तित्व असंभव है।</p>

Hybridisation संकरण

संकरण :- जब असमान ऊर्जा के दो या दो से अधिक परमाणु आर्बिटल परस्पर संयोग करके उतने ही समान ऊर्जा के नए आर्बिटल बनाते हैं, तो यह घटना संकरण कहलाती है। बनने वाले नए आर्बिटलों को संकरित आर्बिटल कहते हैं।

संकरण की विशेषताएँ :-

(i) इसमें असमान ऊर्जा वाले खाली अपूर्ण, अर्द्धपूर्ण या पूर्ण आर्बिटल भाग लेते हैं। इसमें इलेक्ट्रॉन का कोई संबंध नहीं है।

Lesson - 4

(ii) जितने आर्बिटल संयोग करते हैं, उतने ही संकरित आर्बिटल बनते हैं।

(iii) संकरित आर्बिटलों की एक निश्चित ज्यामिति आकृति होती है।

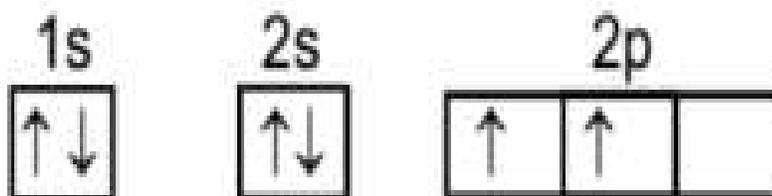
(iv) संकरित आर्बिटल केवल σ बन्ध बनाते हैं।

(v) संकरित आर्बिटल का एक भाग बड़ा और एक छोटा होता है।

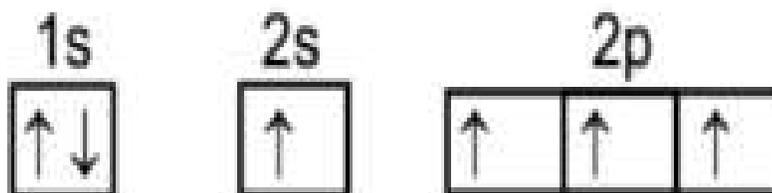
संकरित आर्बिटल (Hybrid Orbital)



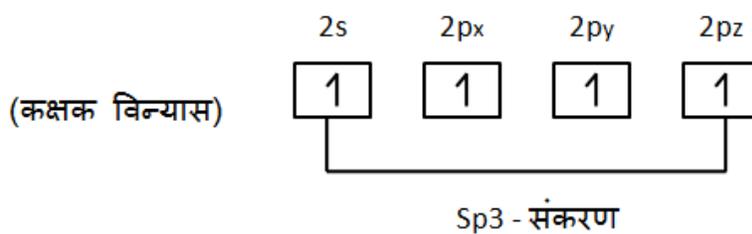
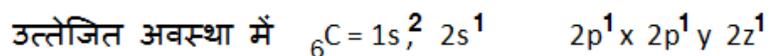
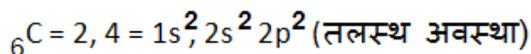
C atom in ground state



C atom in Excited state

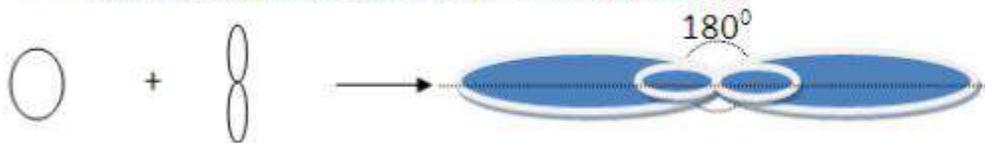


उदाहरण : मेथेन का बनना



sp Hybridisation

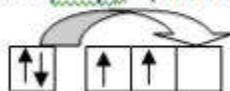
(i) sp संकरण :- वह संकरण जिसमें किसी परमाणु के बाह्य कोश का एक s आर्बिटल और एक p आर्बिटल परस्पर संयोग करके दो नए आर्बिटल बनाते हैं, जिसे sp संकरित आर्बिटल कहते हैं। sp संकरण कहलाता है। ये दोनों संकरित आर्बिटल 180° कोण पर व्यवस्थित होकर रेखीय संरचना बनाते हैं।



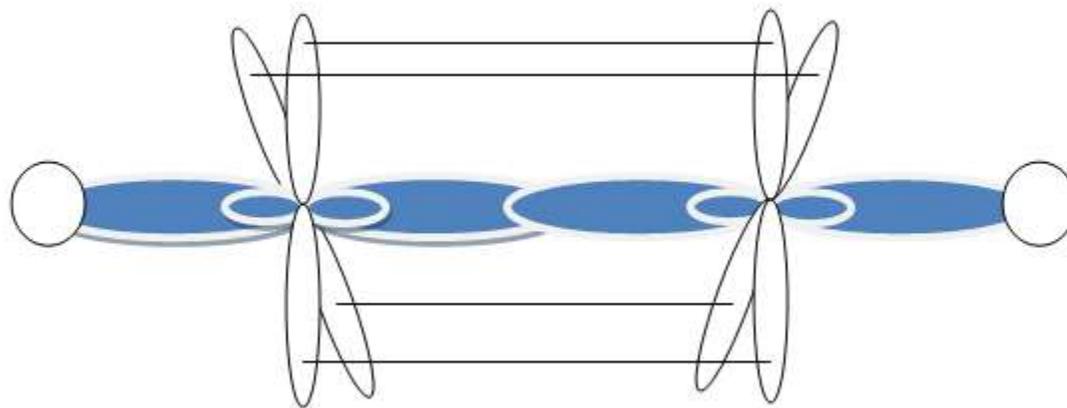
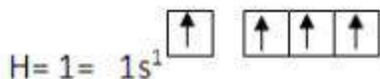
C₂H₂ acetylene

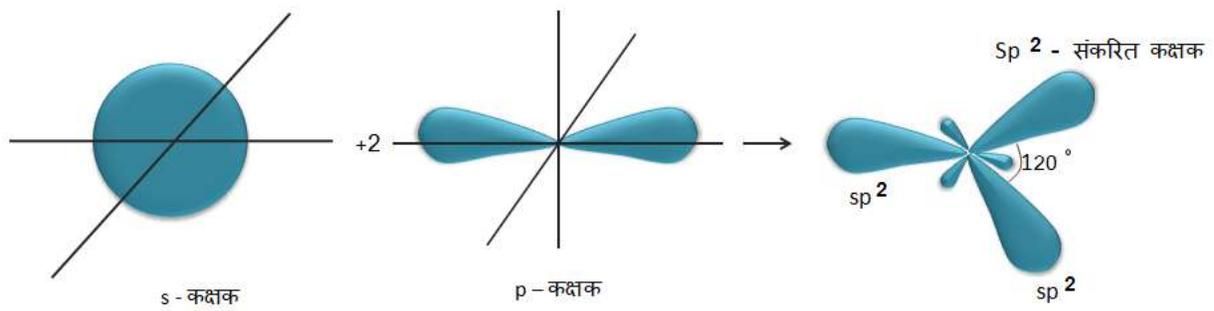
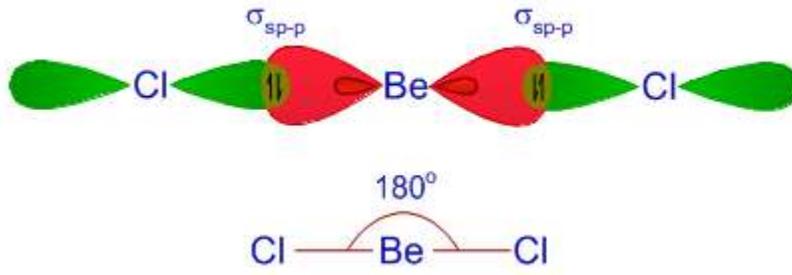
sp संकरित आर्बिटल रेखीय संरचना

C = 6 = $1s^2, 2s^2, 2p^2$ (Ground State)

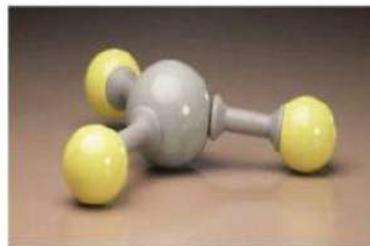
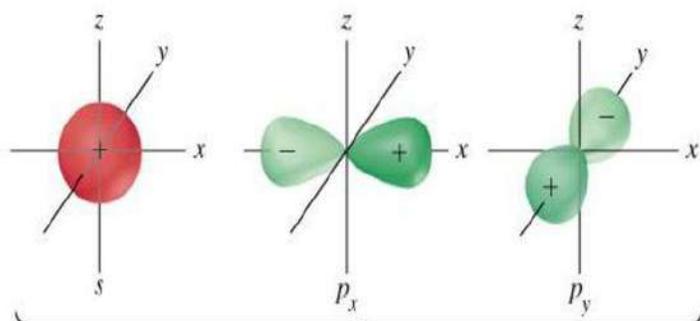


$1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ (Excited State)

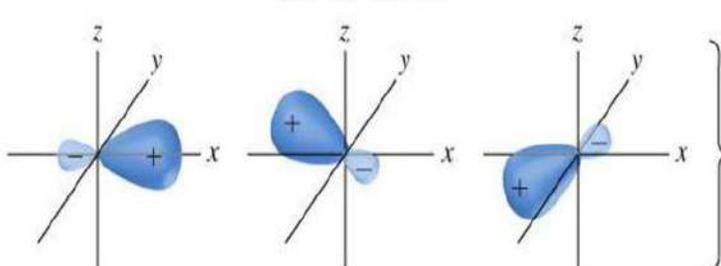




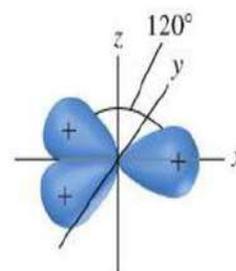
Lai hóa sp^2



Combine to generate
three sp^2 orbitals

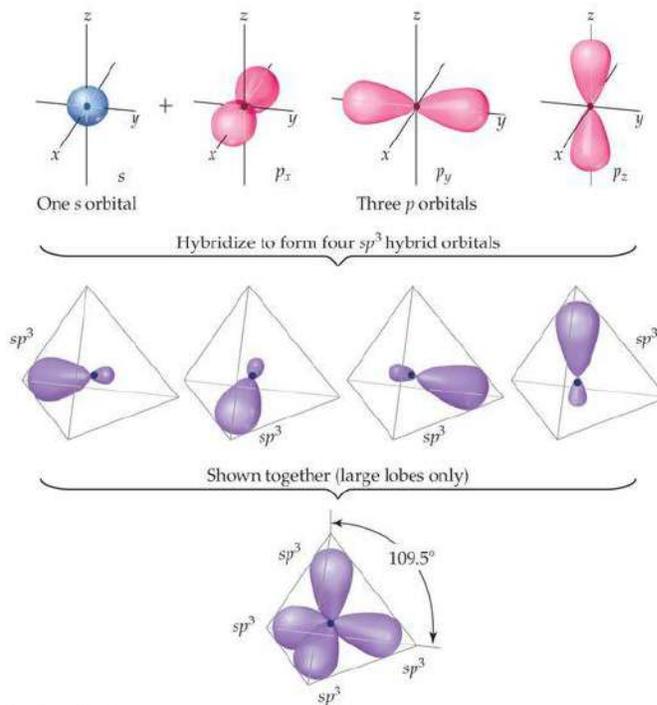


Which are
represented
as the set

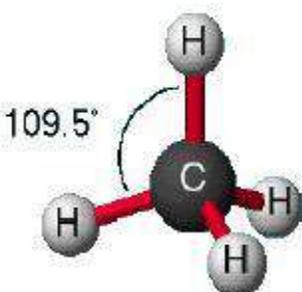
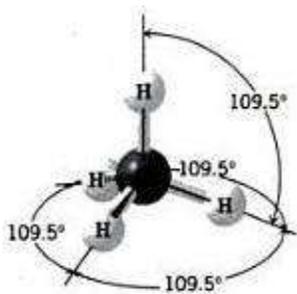
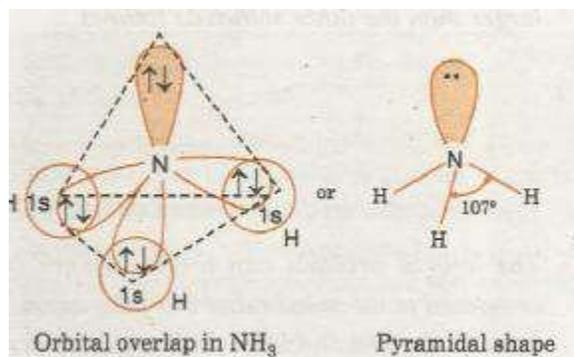
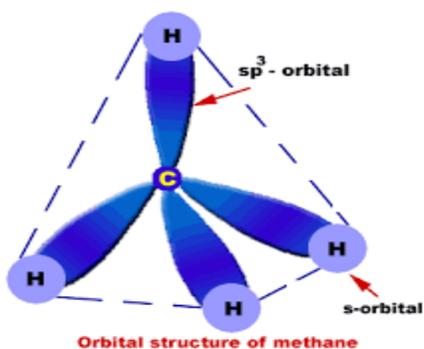


Hybrid Orbitals

With carbon,
we get four
degenerate
 sp^3 orbitals.



© 2013 Pearson Education, Inc.



References/Source

NCERT Chemistry Chapter 2

<https://drive.google.com/file/d/1V13JxMtYDE5TyKqGUEgeeFnnG-asKuKm/view>

NCERT Chemistry Chapter 3

<https://drive.google.com/file/d/1Z-wKb7-7H6d6zQ1Sbowu4AoL1s3KfbHq/view>

NCERT Chemistry Chapter 4 https://drive.google.com/file/d/1OW_8N0iY68a2m-4jhBjN7CNhdt8qm77s/view

<https://shikshalabh.wordpress.com/category/chemistry/page/6/>

<https://shikshalabh.wordpress.com/2018/09/11/%e0%a4%b5%e0%a5%88%e0%a4%a6%e0%a5%8d%e0%a4%af%e0%a5%81%e0%a4%a4->

<https://shikshalabh.wordpress.com/2018/09/11/%e0%a4%b5%e0%a5%88%e0%a4%a6%e0%a5%8d%e0%a4%af%e0%a5%81%e0%a4%a4-%e0%a4%b8%e0%a4%82%e0%a4%af%e0%a5%8b%e0%a4%9c%e0%a4%95->

<https://shikshalabh.wordpress.com/2018/09/11/%e0%a4%b5%e0%a5%88%e0%a4%a6%e0%a5%8d%e0%a4%af%e0%a5%81%e0%a4%a4-%e0%a4%b8%e0%a4%82%e0%a4%af%e0%a5%8b%e0%a4%9c%e0%a4%95-%e0%a4%ac%e0%a4%82%e0%a4%a7-%e0%a4%af%e0%a4%be-%e0%a4%86%e0%a4%af%e0%a4%a8/>