

KEY POINTS-

1:- OCTET RULE- The octet rule states that atoms combine either by transfer of valence electrons from one atom to another (gaining or losing) or by sharing of valence electrons to have an octet i.e., eight electrons in their valence shells.

2:- CHEMICAL BOND- The attractive force which keeps the atoms in any molecule together is called a chemical bond.

3:- IONIC BOND- The coulombic force of attraction which holds the oppositely charged ions together is called an ionic bond.

4:- LATTICE ENTHALPY- The energy required to convert one mole of an ionic solid into gaseous ionic constituents.

5:- ELECTRO VALENCY: The number of electrons lost or gained by an atom of an element is called as electro valency.

6:- FORMATION OF AN IONIC BOND: It is favoured by,

- (i) the low ionization enthalpy of a metallic element which forms the cations,
- (ii) High electron gain enthalpy of non-metallic element which forms the anions,
- (iii) High lattice enthalpy.

7:- COVALENCY: The number of electrons which an atom contributes towards mutual sharing during the formation of a chemical bond is called its covalency in that compound.

8:- SINGLE COVALENT BOND: A covalent bond formed by the mutual sharing of one pair of electrons is called a single covalent bond, or simply a single bond. A single covalent bond is represented by a small line (-) between the two atoms. E.g. H_2, F_2, Cl_2 etc.

9:- DOUBLE COVALENT BOND: A covalent bond formed by the mutual sharing of two pair of electrons is called a double covalent bond, or simply a double bond. A double covalent bond is represented by two small horizontal lines (=) between the two atoms. E.g. $O=O, O=C=O$ etc.

10:- TRIPLE COVALENT BOND: A covalent bond formed by the mutual sharing of three pair of electrons is called a triple covalent bond, or simply a triple bond. A triple covalent bond is represented by three small horizontal lines (\equiv) between the two atoms. E.g. $N\equiv N, H-C\equiv C-H$ etc.

11:- FORMATION OF A COVALENT BOND:

Formation of a covalent bond is favoured by

- (i) High ionisation enthalpy of the combining elements.
- (ii) Nearly equal electron gain enthalpy and equal electro-negativities of combining elements.

12:- POLAR COVALENT BOND: The covalent bond between two unlike atoms which differ in their affinities for electrons is said to be polar covalent bond. E.g. H-Cl

13:- COORDINATE BOND: The bond formed when one sided sharing of electrons take place is called a coordinate bond. Such a bond is also known as dative bond. It is represented by an arrow (\rightarrow) pointing towards the acceptor atom. E.g. $NH_3 \rightarrow BF_3$

14:- Bond Length: Bond length is defined as the equilibrium distance between the nuclei of two bonded atoms in a molecule

15:- Bond Angle: It is defined as the angle between the orbitals containing bonding electron pairs around the central atom in a molecule.

16:- Bond Enthalpy: It is defined as the amount of energy required to break one mole of bonds of a particular type between two atoms in a gaseous state.

17:- Bond Order: In the Lewis description of covalent bond, the Bond Order is given by the number of bonds between the two atoms in a molecule.

18:- Resonance: whenever a single Lewis structure cannot describe a molecule accurately, a number of structures with similar energy, positions of nuclei, bonding and non-bonding pairs of electrons are taken as the canonical structures of the hybrid which describes the molecule accurately

19:- Dipole moment: The product of the magnitude of the charge and the distance between the centers of positive and negative charge. It is a vector quantity and is represented by an arrow with its tail at the positive center and head pointing towards a negative center.

Dipole moment (μ) = charge (Q) \times distance of separation (r)

20:- SIGMA BOND: A covalent bond formed due to the overlapping of orbitals of the two atoms along the line joining the two nuclei (orbital axis)

is called sigma (σ) bond. For example, the bond formed due to s-s and s-p, p-p overlapping along the orbital axis are sigma bonds.

21:- Pi- BOND: A covalent bond formed by the side-wise overlapping of p- or d-orbitals of two atoms is called as pi (π) bond. For example, the bond formed due to the sideways overlapping of the two p- orbitals is a pi- bond.

22:- HYDROGEN BOND: The bond between the hydrogen atom of one molecule and a more electro negative element (F,O,N)- of same or another molecule is called as hydrogen bond. For example, in HF molecule, hydrogen bond exists between hydrogen atom of one molecule and fluorine atom of another molecule.

Types of H-Bonds

- (i) Intermolecular hydrogen bond
- (ii) Intramolecular hydrogen bond.

(i) Intermolecular hydrogen bond: It is formed between two different molecules of the same or different compounds. For Example, in HF molecules, water molecules etc.

(ii) Intramolecular hydrogen bond: It is formed within the same molecule. For example - in o-nitrophenol.

23:- HYBRIDIZATION: The process of mixing of the atomic orbitals to form new hybrid orbitals is called hybridization. All hybrid orbitals of a particular kind have equal energy, identical shapes and are symmetrically oriented in shape.

प्रमुख बिंदु-

1:- अष्टक नियम -

अष्टक नियम कहता है कि परमाणु या तो एक परमाणु से दूसरे परमाणु में संयोजक इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण (प्राप्त करना या खोना) द्वारा या संयोजकता इलेक्ट्रॉनों को साझा करके एक अष्टक यानी उनके संयोजकता कोश में आठ इलेक्ट्रॉनों को साझा करके संयोजित होते हैं।

2:- रासायनिक आबंध - वह आकर्षण बल जो किसी भी अणु में परमाणुओं को एक साथ रखता है, रासायनिक बंधन कहलाता है।

3:- वैद्युत संयोजक आबंध - वह कोलंबिक आकर्षण बल जो विपरीत आवेश वाले आयनों को एक साथ बांधे रखता है, आयनिक बंधन कहलाता है।

4:- जालक ऊर्जा - एक मोल आयनिक ठोस को गैसीय आयनिक घटकों में परिवर्तित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा, जालक ऊर्जा कहलाता है।

5:- इलेक्ट्रॉन संयोजकता- किसी तत्व के परमाणु द्वारा खोए या प्राप्त किए गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या को इलेक्ट्रॉन संयोजकता कहा जाता है।

6:- एक वैद्युत संयोजक आबंध का निर्माण - यह इसके पक्ष में है:- (i) धात्विक तत्व की कम आयनीकरण एन्थैल्पी जो धनायन बनाती है (ii) गैर-धात्विक तत्व की उच्च इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी जो ऋणायन बनाती है (iii) बड़ी जालक ऊर्जा।

7:-सहसंयोजकता - किसी रासायनिक आबंध के निर्माण के दौरान एक परमाणु द्वारा आपसी साझेदारी में योगदान करने वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या को उस यौगिक में उसकी सहसंयोजकता कहा जाता है।

8:-एकल सहसंयोजक आबंध - इलेक्ट्रॉनों की एक जोड़ी के आपसी सहभाजन से बनने वाले सहसंयोजक आबंध को एकल सहसंयोजक आबंध या केवल एकल आबंध कहा जाता है। एक एकल सहसंयोजक आबंध को दो परमाणु (E.g.H₂,F₂,Cl₂) आदि के बीच एक छोटी रेखा (-) द्वारा दर्शाया जाता है।

9:- दोहरा सहसंयोजक आबंध - दो जोड़ी इलेक्ट्रॉनों के आपसी सहभाजन से बनने वाले सहसंयोजक आबंध को दोहरा सहसंयोजक आबंध या बस एक दोहरा आबंध कहा जाता है। एक दोहरे सहसंयोजक आबंध को दो परमाणुओं के बीच दो छोटी क्षैतिज रेखाओं (=) द्वारा दर्शाया जाता है। जैसे O=O, O=C=O आदि।

10:- ट्रिपल सहसंयोजक आबंध - तीन जोड़ी इलेक्ट्रॉनों के आपसी सहभाजन से बनने वाले सहसंयोजक आबंध को त्रिगुण सहसंयोजक आबंध या केवल ट्रिपल आबंध कहा जाता है। एक ट्रिपल सहसंयोजक आबंध को दो परमाणुओं के बीच तीन छोटी क्षैतिज रेखाओं (\equiv) द्वारा दर्शाया जाता है। जैसे N \equiv N, HC \equiv CH आदि।

11:- सहसंयोजक बंधन का निर्माण - सहसंयोजक आबंध का निर्माण के लिए अनुकूल कारक हैं:-

- (i) संयोजन तत्वों की उच्च आयनीकरण एन्थैल्पी।
- (ii) तत्वों के संयोजन की लगभग समान इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और समान वैद्युत ऋणात्मकता

12:- ध्रुवीय सहसंयोजक आबंध - दो विपरीत परमाणुओं के बीच का आबंध जो इलेक्ट्रॉनों के लिए उनकी बंधुता में भिन्न होता है, ध्रुवीय सहसंयोजक बंधन कहा जाता है। जैसे H-Cl

13:- समन्वय आबंध - इलेक्ट्रॉनों के एक तरफा सहभाजन से बनने वाले आबंध को समन्वय आबंध कहा जाता है। इसे स्वीकर्ता परमाणु की ओर इशारा करते हुए एक तीर (\rightarrow) द्वारा दर्शाया गया है। जैसे-NH₃ \rightarrow BF₃

14:- आबंध की लंबाई - आबंध की लंबाई को एक अणु में दो बंधे परमाणुओं के नाभिक के बीच सतुलन दूरी के रूप में परिभाषित किया गया है।

15:- आबंध कोण - इसे एक अणु में केंद्रीय परमाणु के चारों ओर आबंध इलेक्ट्रॉन जोड़े वाले कक्षकों के बीच के कोण के रूप में परिभाषित किया गया है।

16:- आबंध एन्थैल्पी - इसे गैसीय अवस्था में दो परमाणुओं के बीच एक विशेष प्रकार के आबंध को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा की मात्रा के रूप में परिभाषित किया गया है।

17:- आबंध कोटि - सहसंयोजक आबंध के लुईस विवरण में, आबंध कोटि एक अणु में दो परमाणुओं के बीच आबंध की संख्या द्वारा दिया जाता है।

18:- अननाद: जब भी एक एकल लुईस संरचना एक अणु का वर्णन नहीं कर सकती है सटीक रूप से, समान ऊर्जा वाली कई संरचनाएं, नाभिक की स्थिति, इलेक्ट्रॉनों के बंधन और गैर-बंधन जोड़े को हाइब्रिड की विहित संरचनाओं के रूप में लिया जाता है जो अणु का सटीक वर्णन करता है

19:- द्विध्रुव आघूर्ण : आवेश के परिमाण और धनात्मक और ऋणात्मक आवेश के केंद्रों के बीच की दूरी का गुणनफल। यह एक सदिश राशि है और इसे एक तीर द्वारा दर्शाया जाता है, जिसकी पूंछ धनात्मक केंद्र पर होती है और सिर ऋणात्मक केंद्र की ओर इंगित करता है।

द्विध्रुव आघूर्ण (μ)

$$= \text{आवेश (Q)} \times \text{पृथक्करण की दूरी (r)}$$

20:- सिग्मा आबंध - दो नाभिकों (कक्षीय अक्ष) को जोड़ने वाली रेखा के साथ दो परमाणुओं की कक्षाओं के अतिव्यापन के कारण बनने वाले सहसंयोजक आबंध को सिग्मा (σ) बंधन कहा जाता है। उदाहरण के लिए, कक्षीय अक्ष के साथ s-s और s-p, p-p अतिव्यापन के कारण बनने वाले आबंध सिग्मा बांड हैं।

21:- पाई आबंध - दो परमाणुओं के p- या d-कक्षकों के पार्श्व अतिव्यापन से बनने वाले सहसंयोजक आबंध को pi (π) आबंध कहा जाता है। उदाहरण के लिए, दो p-कक्षकों के पार्श्व अतिव्यापन के कारण बनने वाला आबंध एक पाई (π)-बंध है।

22:- हाइड्रोजन आबंध - एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु और उसी या किसी अन्य अणु के अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व के बीच के बंधन को हाइड्रोजन बंधन कहा जाता है।

उदाहरण के लिए, HF अणु में, एक अणु के हाइड्रोजन परमाणु और दूसरे अणु के फ्लोरीन परमाणु के बीच हाइड्रोजन बंधन मौजूद होता है।

हाइड्रोजन बंधनके प्रकार

(i) अंतर-अणुक हाइड्रोजन आबंध

(ii) अंतरा-अणुक हाइड्रोजन आबंध

(i) अंतर-अणुक हाइड्रोजन आबंध: यह एक ही या अलग-अलग यौगिकों के दो अलग-अलग अणुओं के बीच बनता है। उदाहरण के लिए, HF अणुओं, पानी के अणुओं आदि में।

(ii) अंतरा-अणुक हाइड्रोजन आबंध: ये आबंध एक ही अणु के बीच बनता है। उदाहरण के लिए, o-Nitrophenol में।

23:- संकरण: परमाणु कक्षकों के मिश्रण से नए संकर कक्षक बनाने की प्रक्रिया को संकरण कहते हैं। एक विशेष प्रकार के सभी संकर कक्षकों में समान ऊर्जा, समान आकार होते हैं और आकार में सममित रूप से उन्मुख होते हैं।

MULTIPLE CHOICE QUESTIONS

बहु विकल्पीय प्रश्न:

- 1) which of the following structures will have a bond angle of 120° around the central atom?
- a) linear b) tetrahedral
c) triangular d) square planar

निम्नलिखित निम्नलिखित में किससंरचना में केंद्रीय परमाणु के चारों ओर 120° डिग्री का बंधन कोण होगा?

- a) रेखिय b) चतुष्फलकीय
c) समतली d) वर्ग समतली

- 2) in the formation of HF molecule type of orbitals used by Hydrogen and fluorine atoms are respectively.

- a) s and p b) s and sp^3
c) s and s d) s and sp

HF अणु का निर्माण में क्रमशः हाइड्रोजन और फ्लोरीन परमाणु द्वारा उपयोग किए जाने वाले ऑर्बिटल प्रकार हैं।

- a) s और p b) s और sp^3
c) s और s d) s और sp

- 3) which of the following is a non polar molecule?

- a) PCl_5 b) $CHCl_3$
c) BF_3 d) NH_3

निम्नलिखित में से कौन सा एक गैर ध्रुवीय अणु है?

- a) PCl_5 b) $CHCl_3$
c) BF_3 d) NH_3

- 4) In which of the following substances the intermolecular forces are hydrogen bonds?

- a) hydrogen chloride
b) hydrogen sulphide
c) dry ice
d) ice

निम्नलिखित में किस पदार्थ में अंतर आणविक बल हाइड्रोजन आबंध है?

- a) हाइड्रोजन क्लोराइड
b) हाइड्रोजन सल्फाइड
c) सूखा बर्फ
d) बर्फ.

- 5) The ion which is iso-electronic with CO is

- (a) CN^- (b) O_2^-
(c) N_2^+ (d) O_2^+

वह आयन जो CO के साथ सम-इलेक्ट्रॉनी है---

- (a) CN^- (b) O_2^-
(c) N_2^+ (d) O_2^+

- 6) Which of the following molecule does not have dipole moment greater than zero?

- a) NH_3 b) $CHCl_3$
c) H_2O d) CCl_4

निम्नलिखित में किस अणु का द्विध्रुव आघूर्ण शून्य से अधिक नहीं है?