रासायनिक आबंधन एवं आणविक संरचना अध्ययन नोट्स

अनुक्रमणिका

1. **संकरण**
2. **द्विध्रुव आघूर्ण**
3. **फजान का नियम**
4. **जालक एन्थैल्पी**
5. **अनुनाद**
6. **उपसहसंयोजक आबंधन**
7. **सारांश**

1. संकरण

परिभाषा

मुख्य बिंदु

- संकरण तब होता है जब परमाणु आबंध बनाते हैं।
- यह अणुओं की ज्यामिति की व्याख्या करता है।
- सामान्य प्रकारों में sp, sp^2, और sp^3 संकरण शामिल हैं।

उदाहरण

- **sp संकरण**: रैखिक ज्यामिति (उदा. CO_2)
- **sp^2 संकरण**: त्रिकोणीय समतलीय ज्यामिति (उदा. BF_3)
- **sp^3 संकरण**: चतुष्फलकीय ज्यामिति (उदा. CH_4)

2. द्विध्रुव आघूर्ण

परिभाषा

$$\mu = q \cdot r$$

- **q**: आवेश
- **r**: आवेशों के बीच की दूरी

SATHEE

© 2023-2025 Copyright SATHEE

मुख्य बिंदु

- द्विध्रुव आघूर्ण एक सदिश राशि है।
- इसका उपयोग अणुओं की ध्रुवीयता निर्धारित करने में किया जाता है।
- ध्रुवीय अणुओं का कुल द्विध्रुव आघूर्ण शून्येतर होता है।

3. फजान का नियम

परिभाषा

मुख्य बिंदु

- छोटे धनायन और बड़े ऋणायन अधिक सहसंयोजक लक्षण उत्पन्न करते हैं।
- आयनों का आकार ऋणायन के ध्रुवीकरण को प्रभावित करता है।
- ध्रुवीकरण क्षमता आवेश बढ़ने पर बढ़ती है और धनायन के आकार बढ़ने पर घटती है।

उदाहरण

- आयनों के आकार एवं आवेश के कारण NaCl, MgO की तुलना में अधिक आयनिक है।

4. जालक एन्थैल्पी

परिभाषा

मुख्य बिंदु

- यह आयनिक यौगिक की स्थिरता का माप है।
- यह आयनिक ठोस को गैसीय आयनों में विघटित करने की प्रक्रिया का विपरीत है।
- उच्च जालक एन्थैल्पी अधिक स्थिर आयनिक यौगिक को दर्शाती है।

5. अनुनाद

परिभाषा

मुख्य बिंदु

- अनुनाद संरचनाएं समतुल्य होती हैं और इनमें किसी एक को प्राथमिकता नहीं होती।
- अनुनाद इलेक्ट्रॉनों को विस्थानीकृत करके अणुओं को स्थिर करता है।
- संयुग्मित तंत्रों में अनुनाद सामान्य है।

© 2023-2025 Copyright SATHEE

उदाहरण

- **ओजोन** (O_3) की दो अनुनाद संरचनाएं होती हैं।
- **बेंजीन** अपनी सुगंधित वलय में अनुनाद प्रदर्शित करता है।

चित्र संदर्भ

- Image: Resonance Structures of Ozone

6. उपसहसंयोजक आबंधन

परिभाषा

मुख्य बिंदु

- इलेक्ट्रॉन प्रदान करने वाले परमाणु को **दाता** कहते हैं।
- इलेक्ट्रॉन स्वीकार करने वाले परमाणु को **ग्राही** कहते हैं।
- NH_4^+ और BF_3 जैसे संकुलों एवं अणुओं में सामान्य।

उदाहरण

- $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$
- $BF_3 + NH_3 \rightarrow F_3B \leftarrow NH_3$

चित्र संदर्भ

- Image: Coordinate Bonding in NH_4^+

SATHEE

© 2023-2025 Copyright SATHEE

7. सारांश

अवधारणा	परिभाषा	मुख्य सूत्र/संबंध
संकरण	नए संकर कक्षक बनाने हेतु परमाणु कक्षकों का मिश्रण	- sp, sp^2, sp^3 संकरण
द्विध्रुव आघूर्ण	आबंध की ध्रुवीयता का माप	$\mu = q \cdot r$
फजान का नियम	आयनिक आबंधों में सहसंयोजक लक्षण का अनुमान	छोटे धनायन, बड़े ऋणायन → अधिक सहसंयोजक
जालक एन्थैल्पी	गैसीय आयनों द्वारा आयनिक ठोस बनने पर मुक्त ऊर्जा	- उच्च जालक एन्थैल्पी → अधिक स्थिर आयनिक यौगिक
अनुनाद	अणुओं का दो या अधिक वैध लुईस संरचनाओं द्वारा निरूपण	- इलेक्ट्रॉनों का विस्थानीकरण
उपसहसंयोजक आबंधन	आबंध जहां दोनों इलेक्ट्रॉन एक ही परमाणु द्वारा प्रदान किए जाते हैं	- दाता एवं ग्राही की अवधारणा

SATHEE

© 2023-2025 Copyright SATHEE

चित्र

ओजोन की अनुनाद संरचनाएं

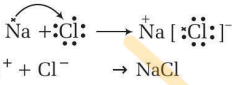
Ionic or Electrovalent Bond

The attractive forces of ionic bond (i.e. electrostatic force of attraction) are developed between an electropositive atom and an electronegative atom due to complete transfer of electrons from former to later. It is generally formed between the atoms having large difference in their electronegativity.

Formation of Ionic Bond

- Ionic bond is formed by the complete transfer of electron(s) from one atom to the other.

e.g. $_{11}Na$ (2, 8, 1) $_{17}Cl$ (2, 8, 7)



$Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$

- Ionic bonds are non-directional and also known as electrovalent bonds or polar bonds.

Factors Affecting the Formation of Ionic Bonds

The formation of an ionic bond is related to cation and anions which depends upon the following factors:

(i) Low ionisation energy of the electropositive element.
(ii) High electron affinity of electronegative element.
(iii) High lattice enthalpy

$$\text{Lattice enthalpy} \propto \frac{\text{charge on ions}}{\text{size of ion}}$$

NOTE
- Elements of group 1 and group 2 on combining with halogens, oxygen and sulphur generally form ionic bonds.
- Bonding in compounds of transition metals (in lower oxidation state) is ionic with partial covalent character.

Lattice Enthalpy and Its Calculation

The lattice enthalpy of an ionic solid is defined as the energy required to completely separate one mole of a solid ionic compound into gaseous constituent ions. This energy is calculated by **Born-Haber cycle**.

Born-Haber cycle includes

(i) vaporisation of reactants into gaseous state
(ii) conversion of gaseous atoms into ions
(iii) combination of gaseous ions to form ionic lattice of molecules

e.g. $M(s) + \frac{1}{2}X_2(g) \rightarrow MX(s), \Delta H = Q$

Here, ΔH = enthalpy change of the reaction
Q = heat of the reaction.

The above reaction includes the various steps:

(a) $M(s) \rightarrow M(g); \Delta H_1 = S$ (S = sublimation energy)
(b) $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-; \Delta H_2 = I$ (I = ionisation energy)
(c) $\frac{1}{2}X_2(g) \rightarrow X(g); \Delta H_3 = \frac{D}{2}$ (D = dissociation energy)
(d) $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g); \Delta H_4 = -E$ (E = electron affinity)
(e) $M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s); \Delta H_5 = -U$ (U = lattice enthalpy)

Overall enthalpy change of the reaction is given by

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

or alternatively, the above equation can be written as:

$$\Delta H = S + I + \frac{D}{2} - E - U$$

or $$U = S + I + \frac{D}{2} - E - \Delta H$$

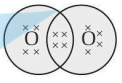
NOTE
- A number of ionic solids are almost insoluble in water because hydration energy is smaller than their lattice energy. Examples of water insoluble salts are AgCl, AgBr, AgI, Ag_2CrO_4, $PbSO_4$, $BaSO_4$, $CaCO_3$.
- Both lattice energy and hydration energy decreases with increase in ionic size.
- If both anion and cation are of comparable size, the cationic radius will influence the lattice energy.

Covalent Bond

The chemical bonds that are formed by sharing of electrons between the elements of almost same electronegativity or between the elements having less difference in electronegativity are called covalent bonds.

e.g. Formation of O_2 molecule.

$_8O = 2, 6$

$O=O$ Or 

The covalent bond can be of the following two types:

1. **Non-polar Covalent Bond** If the covalent bond is formed between two homonuclear atoms, i.e. between atoms of exactly equal electronegativity, the electron pair is equally shared between them. e.g. H_2, Cl_2, F_2, Br_2 etc.
2. **Polar Covalent Bond** If the bond forming entities are dissimilar, i.e. heteronuclear or with different electronegativity, the bond formed has partial ionic character as the electron pair is attracted by more electronegative entity.

$$\overset{\delta+}{H}\cdots\overset{\delta-}{O}\cdots\overset{\delta+}{H} \quad \overset{\delta+}{H}\cdots\overset{\delta-}{Cl}$$

The greater the difference in electronegativity, higher is the polar nature. The relative order of electronegativity of some important elements is

F	> O >	Cl ≈ N >	Br >	S ≈ C ≈	I >	H
4.0	3.5	3.0	2.8	2.5	2.1	

© 2023-2025 Copyright SATHEE

NH_4^+ में उपसहसंयोजक आबंधन

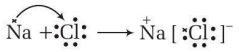
Ionic or Electrovalent Bond

The attractive forces of ionic bond (i.e. electrostatic force of attraction) are developed between an electropositive atom and an electronegative atom due to complete transfer of electrons from former to later. It is generally formed between the atoms having large difference in their electronegativity.

Formation of Ionic Bond

- Ionic bond is formed by the complete transfer of electron(s) from one atom to the other.

e.g. $_{11}Na$ (2, 8, 1) $_{17}Cl$ (2, 8, 7)



$Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$

- Ionic bonds are non-directional and also known as electrovalent bonds or polar bonds.

Factors Affecting the Formation of Ionic Bonds

The formation of an ionic bond is related to cation and anions which depends upon the following factors:

(i) Low ionisation energy of the electropositive element.
(ii) High electron affinity of electronegative element.
(iii) High lattice enthalpy

$$\text{Lattice enthalpy} \propto \frac{\text{charge on ions}}{\text{size of ion}}$$

NOTE
- Elements of group 1 and group 2 on combining with halogens, oxygen and sulphur generally form ionic bonds.
- Bonding in compounds of transition metals (in lower oxidation state) is ionic with partial covalent character.

Lattice Enthalpy and Its Calculation

The lattice enthalpy of an ionic solid is defined as the energy required to completely separate one mole of a solid ionic compound into gaseous constituent ions. This energy is calculated by **Born-Haber cycle**.

Born-Haber cycle includes

(i) vaporisation of reactants into gaseous state
(ii) conversion of gaseous atoms into ions
(iii) combination of gaseous ions to form ionic lattice of molecules

e.g. $M(s) + \frac{1}{2}X_2(g) \rightarrow MX(s), \Delta H = Q$

Here, ΔH = enthalpy change of the reaction
Q = heat of the reaction.

The above reaction includes the various steps:

(a) $M(s) \rightarrow M(g); \Delta H_1 = S$ (S = sublimation energy)
(b) $M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-; \Delta H_2 = I$ (I = ionisation energy)
(c) $\frac{1}{2}X_2(g) \rightarrow X(g); \Delta H_3 = \frac{D}{2}$ (D = dissociation energy)
(d) $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g); \Delta H_4 = -E$
(E = electron affinity)
(e) $M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s); \Delta H_5 = -U$
(U = lattice enthalpy)

Overall enthalpy change of the reaction is given by

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

or alternatively, the above equation can be written as:

$$\Delta H = S + I + \frac{D}{2} - E - U$$

or $$U = S + I + \frac{D}{2} - E - \Delta H$$

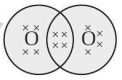
NOTE
- A number of ionic solids are almost insoluble in water because hydration energy is smaller than their lattice energy. Examples of water insoluble salts are AgCl, AgBr, AgI, Ag_2CrO_4, $PbSO_4$, $BaSO_4$, $CaCO_3$.
- Both lattice energy and hydration energy decreases with increase in ionic size.
- If both anion and cation are of comparable size, the cationic radius will influence the lattice energy.

Covalent Bond

The chemical bonds that are formed by sharing of electrons between the elements of almost same electronegativity or between the elements having less difference in electronegativity are called covalent bonds.

e.g. Formation of O_2 molecule.

$_8O = 2, 6$

$O=O$ Or 

The covalent bond can be of the following two types:

1. **Non-polar Covalent Bond** If the covalent bond is formed between two homonuclear atoms, i.e. between atoms of exactly equal electronegativity, the electron pair is equally shared between them. e.g. H_2, Cl_2, F_2, Br_2 etc.

2. **Polar Covalent Bond** If the bond forming entities are dissimilar, i.e. heteronuclear or with different electronegativity, the bond formed has partial ionic character as the electron pair is attracted by more electronegative entity.

$$\overset{\delta+}{H}\cdots\overset{\delta-}{O}\cdots\overset{\delta+}{H} \quad \overset{\delta+}{H}\cdots\overset{\delta-}{Cl}$$

The greater the difference in electronegativity, higher is the polar nature. The relative order of electronegativity of some important elements is

F	> O > Cl ≈ N > Br > S ≈ C ≈ I > H					
4.0	3.5	3.0	2.8	2.5	2.1	

SATHEE

© 2023-2025 Copyright SATHEE

सूत्र

द्विध्रुव आघूर्ण

```
\mu = q \cdot r
```

निष्कर्ष

- संकरण, द्विध्रुव आघूर्ण, फजान का नियम, जालक एन्थैल्पी, अनुनाद और उपसहसंयोजक आबंधन रासायनिक आबंधन एवं आणविक संरचना की मूलभूत अवधारणाएं हैं।
- ये अवधारणाएं आणविक ज्यामिति, ध्रुवीयता और स्थिरता को समझने में सहायक हैं।
- रासायनिक अभिक्रियाओं में अणुओं के व्यवहार की भविष्यवाणी एवं व्याख्या करने के लिए ये आवश्यक हैं।

© 2023-2025 Copyright SATHEE