

UNIT # 02

PERIODIC TABLE

EXERCISE # 1

7. $4d^3 5s^2$
Block - d
Period - 5
Group - number electrons + (n-1) d electrons =
 $2 + 3 = 5$ or (VB)
8. $Z \quad N^{-3} \quad O^{-2} \quad F^{-}$
 $es^{-} \quad 7 \quad 8 \quad 9$
 $z/e \quad 0.7 \quad 0.8 \quad 0.9$
Radius $\propto \frac{1}{(z/e)}$
Order of radius = $N^{-3} > O^{-2} > F^{-}$
15. The difference of IP_4 and IP_5 is maximum
Valency = 4
Group = IVA or 14^{th}
Family = Carbon family
24. EN of P and H is almost same = 2.1
33. For A particular atom successive I. P is are always increase. So $E_1 < E_2 < E_3$
40. Vanderwall's Radii > Covalent radii

PERIODIC TABLE

EXERCISE # 2

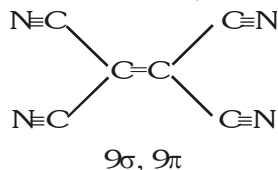
2. $P^{-3} \quad S^{-2} \quad Cl^{-}$
Size \propto negative $\propto \frac{1}{Z_{eff}}$
Order of size = $P^{-3} > S^{-2} > Cl^{-}$
9. $Al \quad - \quad 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^1$
 $Al^{+} \quad - \quad 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2$
 $Al^{2+} \quad - \quad 1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^1$
 $Al^{+3} \quad - \quad 1s^2, 2s^2 2p^6$
Stability = $Al^{+3} > Al^{+} > Al^{+2}$
28. ${}_5B \quad - \quad 1s^2, 2s^2 2p^1$
Two electrons of 1s and 2s subshells
32. Size \propto number of shell
35. $2^{nd} \text{ pd.} \quad N \quad O$
 $3^{rd} \text{ pd.} \quad S \quad Cl$
 $EA^{3^{rd} \text{ pd}} > EA^{2^{nd} \text{ pd}}$
(More repulsion of electrons)
 $Cl > S > O > N$
40. Size \propto negative charge $\propto \frac{1}{\text{positive charge}}$
41. $X = \frac{IP + EA}{2}$
 $2X - IP - EA = 0$
 $He \quad I^{+} \text{pd}$
48. $Be \quad N \quad Ne \quad II^{nd} \text{pd}$
Group - Ionization energy $\propto \frac{1}{\text{size}}$
Period - Ionization energy $\propto z_{eff}$
I.P. - $He > Ne > N > Be$
51. $M_{(g)} \xrightarrow[IP_1]{100 \text{ eV}} M_{(g)}^+ \xrightarrow{IP_2} M_{(g)}^{2+}$
 $\Delta H = IP_1 + IP_2$
 $IP_2 = 250 - 100 = 150 \text{ eV}$
68. $IP_1 \quad Be \quad B$
 $1s^2, 2s^2 \quad 1s^2, 2s^2, 2p^1$
(more stable)
 $Be > B$
71. $IP_1 \quad B \quad C$
 $N \quad O$
 $[He]2s^2, 2p^1 \quad [He]2s^2, 2p^2$
 $[He]2s^2, 2p^3 \quad [He]2s^2, 2p^4$
(More stable) (Half filled)
 $IP_1 \quad B < C < O < N$
83. 1. $M(s) \longrightarrow M(g)$
2. $M(s) \longrightarrow M_{(g)}^{2+} + 2e^{-}$
3. $M(g) \longrightarrow M_{(g)}^{+}$
4. $M_{(g)}^{+} \longrightarrow M_{(g)}^{2+} + 2e^{-}$
5. $M(g) \longrightarrow M_{(g)}^{2+} + 2e^{-}$
 $M_{(g)} \xrightarrow{(3)=IP_1} M_{(g)}^+ \xrightarrow{(4)=IP_2} M_{(g)}^{2+}$
 $(5) = IP_2$
 $I.P. = IP_1 + IP_2$
 $(5) = (3) + (4)$
 $(5) = I.P - IP_1$ or $(5) - (3)$

CHEMICAL BONDING

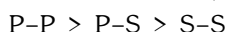
EXERCISE # 1

1. (i) Vapour pressure of (B) is higher than (A) due to intra molecular H-bonding present in (B).
(B) का वाष्पदाब (A) की अपेक्षा उच्च है क्योंकि इसमें अन्तः आणविक H-बन्ध उपस्थित होता है।)

5. Tetracyanoethylene (टेट्रासायनों एथीलीन)



8. Bond strength \propto Direction of orbital (बन्ध सामर्थ्य \propto कक्षकों की दिशा)

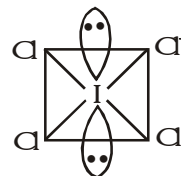


11. % Ionic character = $\frac{\text{observer dipole moment}}{\text{Theoretical dipole moment}}$

$$= \frac{1.03 \times 10^{-18} \text{ esu} \times \text{cm}}{1.275 \times 10^{-8} \text{ cm} - 4.8 \times 10^{-10} \text{ esu}} \times 100 = 16.83\%$$

13. Ionic character $\propto \Delta EN$

14. Due to presence of vacant d-orbital in P atom but not in N atom. (P में रिक्त d-कक्षक उपस्थित होते हैं लेकिन N परमाणु में नहीं।)



- 16.

(B.P. - L.P.)

repulsion at $90^\circ = 8$

28. $A^{+3} B^{-2}$

A_2B_3 compound

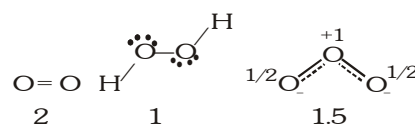
29. Valency of $x = 2 \Rightarrow x^{+2}$

Valency of $y = 1 \Rightarrow dy^{+2}$

$\therefore x^{+2} y^{-1}$

xy_2

30. Polarisability \propto Size of anions



31. Bond order

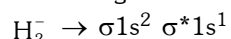
$$\text{Bond order} \propto \frac{1}{\text{Bond length}}$$

Order of Bond length = $H_2O_2 > O_3 > O_2$

CHEMICAL BONDING

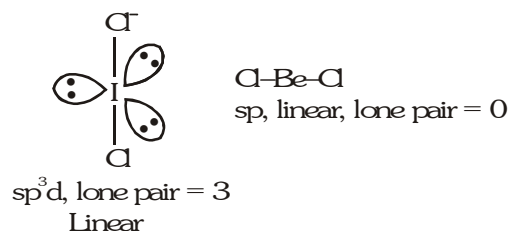
EXERCISE # 2

4. According to M.O.T.



$$\text{Bond order} = \frac{2 - 1}{2} = \frac{1}{2}$$

- 7.



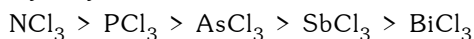
12. $sp^3 - 109^\circ 28'$

P_x and $P_y - 90^\circ$

$H-O-H - 104^\circ 5'$

$sp - 180^\circ$

19. Hydrolysis \propto Covalent character



21. $Ca^{+2} C_2^{2-}$

Ionic bond

38. $N_3^- \Rightarrow \bar{N} \equiv N^+ \rightarrow \bar{N}$ CO_2

16 outer electrons Total electron - 22
total electron - 22

44. MgO BaO

L.P. $MgO > BaO$

M.P. $MgO > BaO$

Ionic character $\propto \Delta EN$

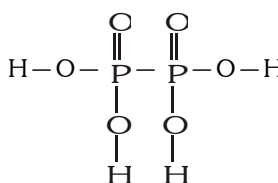
49. BF_3 has number lone pair and planar

dipole moment $\mu = 0$

NF_3 has polar bond and pyramidal $\mu \neq 0$

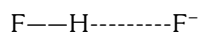
50. Bond length $\propto \frac{1}{\text{size of central atom}}$

52. Pyrophosphoric acid $H_4P_2O_7$



Tetra basic acid

1.(a) $K^+ HF_2^-$



H-bonding

H-bonding present in KHF_2 so it exist but there is no H-bonding in $KHCl_2$ due to less polarity in between HCl and Cl^-

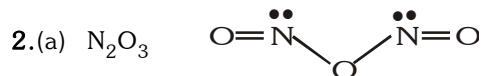
(KHF_2 में हाइड्रोजन बन्ध उपस्थित होने के कारण इसका अस्तित्व होता है। लेकिन $KHCl_2$ में HCl व Cl^- के मध्य कम ध्रुवता होने के कारण कोई H-बन्धन नहीं होता।)

(b) In $(CH_3)_3\ddot{N}$, hybridisation is sp^3 and pyramidal shape but in $(SiH_3)_3\ddot{N}$, due to present of vacant d-orbital in Si atom, lone pair of N shifted in vacant orbital so its hybridisation is sp^2 with trigonal planar geometry.

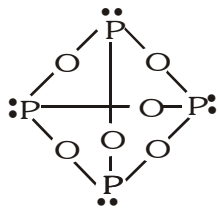
(($(CH_3)_3\ddot{N}$ में, sp^3 संकरण एवं पिरामिडल आकृति होती है। लेकिन $(SiH_3)_3\ddot{N}$ में, Si परमाणु के पास रिक्त d-कक्षक उपस्थित होने के कारण नाइट्रोजन के एकांकी इलेक्ट्रॉन युग्म रिक्त d-कक्षक में स्थानान्तरित हो जाते हैं। इसलिए इसका संकरण sp^2 व त्रिकोणीय समतलीय ज्यामिती होती है।)

(c) Due to presence of vanderwaal's force in between CO_2 molecule it is gas but SiO_2 is a 3-d network structure so it is solid in nature.

(CO_2 अणुओं के मध्य वाण्डरवाल बलों की उपस्थिति के कारण यह गैस होती है। जबकि SiO_2 अणु की 3-d जालक संरचना होती है। इसलिये यह प्रकृति में ठोस होता है।)



P_2O_3 exist in P_4O_6 (Ring structure)



(b) H-Cl, H-Br, H-I

Due to increase in size of I, the difference between electronegativity of H and I is less, so bond length is more and but bond strength is weak.

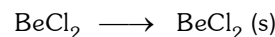
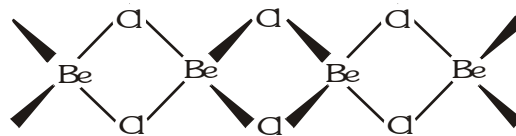
(आयोडिन का आकार बढ़ने के कारण H व I की विद्युतऋणता में कम अन्तर होता है। इसलिए बन्ध लम्बाई अधिक एवं बन्ध सामर्थ्य दुर्बल होती है।)

5.



sp , hybridisation

$BeCl_2(s)$, hybridisation is sp^3



sp hybridisation

sp^3 hybridisation

6.

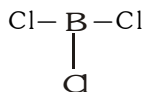
Due to the properly oriented tetrahedral structure of ice, H^+ ions are free and hence move more rapidly in ice than in water where molecular associations are not so well organized.

(बर्फ की चतुष्फलकीय संरचना व आण्विक सगुणन अधिक होने के कारण H^+ आयन अधिक मुक्त रहता है। इसलिए H^+ आयन की गतिशीलता बर्फ में जल की अपेक्षा अधिक होता है।)

7.

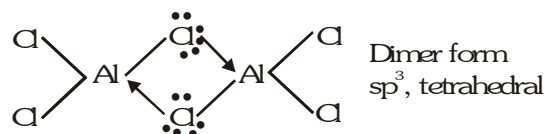
BCl_3 exist in monomer form

(i)



sp^2 , trigonal planar

$AlCl_3$ exist in dimer form - Al_2Cl_6



Dimer form
 sp^3 , tetrahedral

(ii)

$BaSO_4$ (Barium sulphate)

$BeSO_4$

H.E > L.E.

H.E < L.E.

(iii)

In O_2 ($O=O$) due to small size of oxygen strong $p\pi-p\pi$ bonding is possible but in S_2 due to larger size of sulphur there is not strong $p\pi-p\pi$ bonding. So bond is weak and break down.

(O_2 ($O=O$) में ऑक्सीजन का आकार छोटा होने के कारण प्रबल $p\pi-p\pi$ बन्धन संभव होता है लेकिन S_2 में सल्फर का बड़ा आकार होने पर प्रबल $p\pi-p\pi$ बन्धन नहीं होता। इसलिए बन्ध दुर्बल होता है और टूट जाता है।)

8.

(i) $\sigma 1s$ (ii) $\pi^* 2p_y$ (iii) $\sigma 2p_z$

(iv) $\sigma 2s$ (v) $\pi 2p_x$

9.

According to M.O.T. O_2 is paramagnetic in nature.

(M.O.T. के अनुसार O_2 प्रकृति में अनुचुम्बकीय होता है।)

10.(a) In graphite sp^2 hybridisation and due to presence of free electron they are good conductor of electricity in a layer but not so good in between two layers.

(ग्रेफाइट में sp^2 संकरण होता है और मुक्त इलेक्ट्रॉन की उपस्थिति के कारण ये परत में अच्छा चालक होता है लेकिन परतों के मध्य यह अच्छा विद्युत का चालक नहीं होता।)

(b) In solid states position of ions are fixed. (ठोस अवस्था में आयनों की स्थिति निश्चित होती है।)

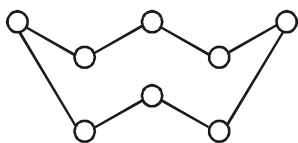
12. Due to H-bonding in NH_3 molecule. It is liquid but there is presence of vanderwaal force in between HCl molecules instead of H-bonding so it is gas.

(NH_3 अणु में H-बन्धन के कारण यह द्रव होता है लेकिन HCl अणु में वाण्डरवाल बल होने के कारण यह गैस होता है।)

14. 1.4 \AA

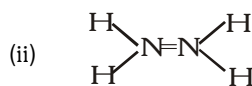
15. 84.35%

16. $2\frac{1}{2}, 3$

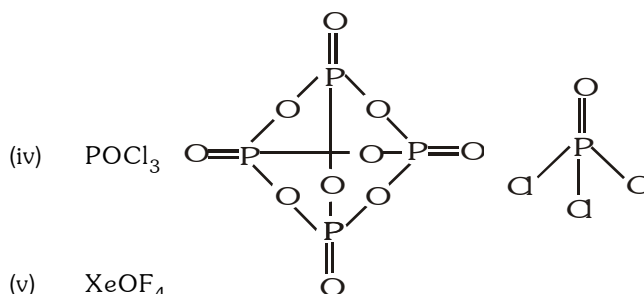


17.(i)

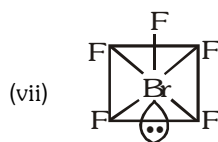
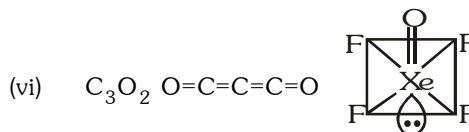
S_8 , Crown structure



(iii) P_4O_{10}



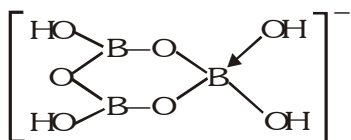
(v) $XeOF_4$



CHEMICAL BONDING

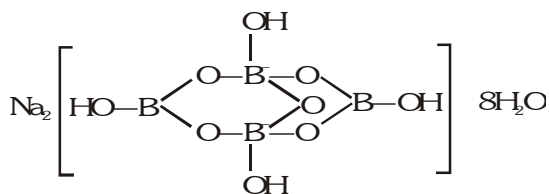
EXERCISE # 4[B]

1.(i) $Na[B_3O_3(OH)_4]$ OR $[B_3O_3(OH)_4]^-$

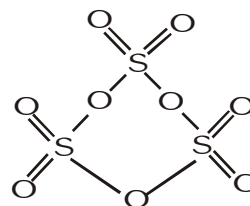


Trimeric metaborate ion

(ii) $Na_2[B_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$ (Borax)



(v) S_3O_9



cyclic trimer of SO_3

(vi) $(CN)_2 \Rightarrow N \equiv C - C \equiv N$

3. $H_2S_nO_6$

