



## Exercise-1

### PART - II

- A-2.** On moving left to right in a period, atomic radii decreases due to increase in  $Z_{\text{eff}}$  and addition of electrons to the same outermost shell.  
**हल.** आवर्त में बाँये से दाँये जाने पर, प्रभावी नाभिकीय आवेश के बढ़ने तथा इलेक्ट्रॉनों के समान बाह्यतम कोश में जुड़ने के कारण, परमाण्विक त्रिज्या घटती है।
- A-3.** Vanderwaal's radius is considered in case of neon, which normally has a large value. Also, in neon, the valence shell is completely filled with electrons. As a result, there are interelectronic repulsions and thus electron cloud expands. So, atomic radii of neon is greater than that of fluorine.  
**हल.** निऑन के लिए वॉण्डरवाॉल त्रिज्या ली जाती है, जो सामान्यतः उच्च मान रखती है। साथ ही, निऑन में संयोजकता कक्ष सम्पूर्ण रूप से इलेक्ट्रॉनों से भरा होता है। इसके फलस्वरूप, उनमें अन्तर इलेक्ट्रॉनी प्रतिकर्षण होता है और इस कारण इलेक्ट्रॉन अभ्र प्रसारित होता है। अतः, निऑन की परमाण्विक त्रिज्या फ्लुओरीन से अधिक है।
- A-5.** Atomic radius increases on moving top to bottom in a group due to increasing number of shells. However, it decreasing on moving left to right in a period due to increasing  $Z_{\text{eff}}$  and addition of electrons to the same shell.  
 Nb (4d)  $\approx$  Ta (5d) (due to poor shielding of nuclear charge by 4f electrons).  
 For isoelectronic species, ionic radius  $\propto \frac{1}{\text{nuclear charge}}$ . So correct order is  $Y^{3+} < Sr^{2+} < Rb^+$ .  
**हल.** परमाण्विक त्रिज्या वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोशों की संख्या बढ़ने के कारण बढ़ती है। जबकि यह आवर्त में बाँये से दाँये जाने पर, प्रभावी नाभिकीय आवेश के बढ़ने तथा इलेक्ट्रॉनों के समान बाह्यतम कोश में जुड़ने के कारण, घटती है।  
 Nb (4d)  $\approx$  Ta (5d) (4f इलेक्ट्रॉनों द्वारा नाभिकीय आवेश के दुर्बल परिरक्षण के कारण)  
 समइलेक्ट्रॉनी स्पीशीज के लिए, आयनिक त्रिज्या  $\propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$ । इसलिए सही क्रम  $Y^{3+} < Sr^{2+} < Rb^+$  है।
- B-1.** Orbitals bearing lower value of n will be more closer to the nucleus and thus electrons will experience greater attraction from nucleus and so its removal will be difficult, not easier.  
 कक्षक जिनमें n का मान कम होता है, नाभिक के अधिक नजदीक होते हैं, जिसके कारण उनके इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक का आकर्षण बल अधिक होता है। अतः इन इलेक्ट्रॉनों का पृथक्करण अधिक कठिन होता है न कि सरल।
- B-2.** Due to stable half filled electronic configuration of outer most shell of N, it has higher ionisation energy than O which has partially filled electron configuration of outer most shell.  
**हल.** N के बाह्यतम कोश के स्थायी अर्द्ध पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण, इसकी आयनन ऊर्जा ऑक्सीजन (O) से अपेक्षाकृत अधिक होती है जबकि ऑक्सीजन के बाह्यतम कोश में आंशिक रूप से पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होता है।
- B-3.** Across the period (i.e. 3<sup>rd</sup> period) the size of atom decreases and nuclear charge increases. So generally the ionisation energy increases. However the ionisation energy of Mg is greater than Al because of more penetration power of 2s sub-shell electrons of Mg as compared to that of the 2p sub-shell electron of Al. Also, Mg has fully filled configuration.  
**हल.** आवर्त (i.e. 3<sup>rd</sup> आवर्त) के अनुदिश, परमाण्विक आकार घटता है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है। इसलिए सामान्यतया आयनन ऊर्जा भी बढ़ती है। जबकि Mg की आयनन ऊर्जा Al से अपेक्षाकृत अधिक होती है क्योंकि Al के 2p उपकोश के इलेक्ट्रॉन की तुलना में Mg के 2s उपकोश के इलेक्ट्रॉनों की भेदन क्षमता अधिक होती है। साथ ही, Mg पूर्ण पूरित विन्यास रखता है।
- B-4.** Removal of 1st electron is easier because of bigger size but 2nd electron is to be removed from  $ns^2 np^6$  configuration i.e. stable noble gas configuration. So  $IE_2 > IE_1$ .  
**हल.** बड़ा आकार होने के कारण पहले इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालना आसान होता है, परन्तु दूसरा इलेक्ट्रॉन  $ns^2 np^6$  स्थायी उत्कृष्ट गैस विन्यास से बाहर निकालना होगा। अतः  $IE_2 > IE_1$ .
- B-5.** Second ionisation energy of potassium is greater than that of Ca. In case of potassium ion (i.e.  $K^+$ ) the electron removal from the stable inert gas configuration ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ) requires much higher energy.





- हल.** पौटेशियम की द्वितीयक आयनन ऊर्जा Ca से अधिक होती है। पौटेशियम आयन (i.e.  $K^+$ ) की परिस्थिति में, इलेक्ट्रॉन को स्थायी गैस विन्यास ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ) से हटाना होता है जिसे हटाने के लिए अत्यधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।
- C-2.** In chlorine, the addition of additional electron to larger 3p-subshell experiences less electron-electron repulsion than smaller 2p-subshell of fluorine. Phosphorus has very low electron affinity because there is high electron repulsion when the incoming electron enters an orbital that is already half filled.
- हल.** क्लोरीन में, अपेक्षाकृत बड़े 3p-उपकोश में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन के जुड़ने के कारण फ्लुओरीन के छोटे 2p-उपकोश की तुलना में कम इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण होता है। फॉस्फोरस की इलेक्ट्रॉन बंधुता बहुत कम होती है क्योंकि आने वाला इलेक्ट्रॉन पहले से ही अर्द्ध पूरित कक्षक में प्रवेश करता है, जिसके परिणामस्वरूप इसमें बहुत अधिक इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण पाया जाता है।
- C-3.** O has exceptionally smaller value of electron affinity (minimum in family) due to smaller atomic size than sulphur (weaker electron-electron repulsion in larger 3p-subshell).
- हल.** O की इलेक्ट्रॉन बन्धुता का मान अपवाद स्वरूप निम्न (परिवार में न्यूनतम) होता है क्योंकि O का आकार S से छोटा होता है। (S में बड़े 3p-उपकोश दुर्बल इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण में होता है)।
- D-1.** The addition of extra electron is difficult to the atom having stable configuration and so electron gain enthalpy will be positive. Similarly the removal of electron is quite difficult from stable configuration and so ionisation enthalpy is higher. However EN remains unaffected because it neither involves gain nor loss of electron.
- हल.** स्थायी विन्यास वाले परमाणु में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन जोड़ना कठिन होता है और इसलिए इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी धनात्मक होती है। इसी प्रकार स्थायी विन्यास से इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालना कठिन हो जाता है और इसलिए I.E. का मान अधिक होता है। जबकि EN अपरिवर्तित रहती है क्योंकि इसमें न तो इलेक्ट्रॉन त्यागे जाते हैं न ग्रहण किए जाते हैं।
- D-2.** As size of atom decreases across the period, the attraction between the nucleus and shared pair of electrons increases. So electronegativity increases across the period.
- हल.** किसी आवर्त में बाएं से दाएं जाने पर परमाणु का आकार घटता है इसलिए नाभिक व संयोजित इलेक्ट्रॉन के युग्म के बीच आकर्षण बढ़ जाता है। इसलिए विद्युत ऋणात्मकता आवर्त में बाएं से दाएं जाने पर बढ़ती है।
- D-3.** Electronegativity of elements generally increases across the period (less increase) and decreases down the group (more decrease).  
Si = 1.8, P = 2.1, C = 2.5, N = 3.0. So, the correct increasing order is Si < P < C < N.
- हल.** सामान्यतया, तत्वों की विद्युत ऋणात्मकता आवर्त के अनुदिश बढ़ती है (कम बढ़ती है) तथा वर्ग में नीचे जाने पर घटती है (ज्यादा घटती है)।  
Si = 1.8, P = 2.1, C = 2.5, N = 3.0। इसलिए बढ़ता हुआ सही क्रम Si < P < C < N है।
- D-4.** Electronegativity of elements generally increases across the period (less increase) and decreases down the group (more decrease).
- हल.** सामान्यतया, तत्वों की विद्युत ऋणात्मकता आवर्त के अनुदिश बढ़ती है (कम बढ़ती है) तथा वर्ग में नीचे जाने पर घटती है (ज्यादा घटती है)।
- D-5.** Non metals are more electronegative than metals.

## Exercise-2

### PART - I

- 1.** Across the period ionic size decreases as nuclear charge increases for successive addition of an electron but down the group increases due to increase in the number of atomic shells (effective nuclear charge remains nearly same).  
 $O^{2-} = 140 \text{ pm}$ ,  $Se^{2-} = 198 \text{ pm}$ ,  $F^- = 133 \text{ pm}$ ,  $Br^- = 196 \text{ pm}$ ,  $I^- = 220 \text{ pm}$ .  
 So, the correct decreasing order of ionic radii.  $I^- > Se^{2-} > Br^- > O^{2-} > F^-$ .





- हल.** आवर्त के अनुदिश आयनिक आकार घटता है क्योंकि इलेक्ट्रॉन के क्रमवार योग के कारण नाभिकीय आवेश बढ़ जाता है किन्तु वर्ग में नीचे जाने पर परमाण्विक कोशों की संख्या बढ़ जाने के कारण बढ़ जाता है (अर्थात् प्रभावी नाभिकीय आवेश लगभग समान रहता है)  
 $O^{2-} = 140 \text{ pm}$ ,  $Se^{2-} = 198 \text{ pm}$ ,  $F^- = 133 \text{ pm}$ ,  $Br^- = 196 \text{ pm}$ ,  $I^- = 220 \text{ pm}$ .  
 अतः, आयनिक त्रिज्या का घटता हुआ सही क्रम  $I^- > Se^{2-} > Br^- > O^{2-} > F^-$  होगा।
- 2.** Mn is in +2 oxidation state in MnO while in other compounds, it is in higher oxidation state. As number of electrons per proton decreases, the size decreases.
- हल.** MnO में Mn की ऑक्सीकरण अवस्था +2 है, अन्य यौगिकों में यह उच्चतर ऑक्सीकरण अवस्था में है। प्रति प्रोटॉन, इलेक्ट्रॉन की संख्या घटने के साथ आयन का आकार घटता है।
- 3. ✖** (1) Be has completely filled stable valence shell configuration i.e.  $2s^2$  while in  $Be^+$  because of positive charge, the removal of electron requires much higher energy. So, ionisation energy of  $Be^+$  is greater than Be.  
 (3) Across the period, atomic size decreases and nuclear charge increases and thus valence shell electron(s) is/are tightly held by nucleus. So, ionisation energy of C is greater than Be.
- हल.** (1) Be पूर्ण पूरित स्थायी संयोजी कोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $2s^2$  रखता है, जबकि  $Be^+$  पर धनावेश होने के कारण, इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। इसलिए  $Be^+$  की आयनन ऊर्जा Be की अपेक्षा अधिक होती है।  
 (3) आवर्त में बाँए से दाँए जाने पर, परमाण्विक आकार घटता है व नाभिकीय आवेश बढ़ता है और इसलिए संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉन दृढ़ता से नाभिक के द्वारा बंधे होते हैं। इसलिए, C की आयनन ऊर्जा Be की तुलना में अधिक है।
- 4. ✖** Considering the elements B, Al, Mg, and K, the correct order of their metallic character is :  
 B, Al, Mg, K तत्वों के लिए धात्विक अभिलक्षण का सही क्रम इनमें से कौनसा है ?  
 (A)  $B > Al > Mg > K$  (B)  $Al > Mg > B > K$  (C)  $Mg > Al > K > B$  (D\*)  $K > Mg > Al > B$
- 5.** There is more interelectronic repulsion in 2p-subshell of fluorine than chlorine (3p). So extra electron will be added easily in 3p-subshell of chlorine as compared to 2p-subshell of fluorine.
- हल.** फ्लोरीन की 2p-उपकोश में क्लोरीन की (3p) उपकोश की तुलना में अधिक अन्तर इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण होता है। इसलिए अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन आसानी से क्लोरीन के 3p-उपकोश में, फ्लोरीन की 2p-उपकोश की तुलना में जुड़ सकता है।
- 6. ✖** Correct order of electron gain enthalpy is  $O < S < F < Cl$  since F and O have more electron density with respect to Cl and S.
- हल :** इलेक्ट्रॉन गेन एन्थैल्पी का सही क्रम ( $O < S < F < Cl$ ) है, चूँकि F एवं O परमाणुओं पर इलेक्ट्रॉन घनत्व क्रमशः Cl एवं S की तुलना में अधिक होता है।
- 7. ✖** The tendency to attract bonded pair of electron in case of hybrid orbitals increases with increase in % s-character and so the order :  $sp > sp^2 > sp^3$   
 The electron affinity values for 2p-series elements is less than that for 3p-series elements on account of small size and high inter electronic repulsions. Statements (B) and (C) are facts. Every cation releases more energy than neutral atom upon gain of an electrons.  
 संकरित कक्षकों में बंधित इलेक्ट्रॉन युग्मों को आकर्षित करने की प्रवृत्ति, % s-लक्षण बढ़ने के साथ बढ़ती है तथा इसलिए, क्रम  $sp > sp^2 > sp^3$  है। 2p-श्रेणी के तत्वों की इलेक्ट्रॉन बंधुता का मान 3p-श्रेणी की तुलना में कम होता है, क्योंकि 2p-श्रेणी के तत्वों का आकर छोटा होने के कारण अन्तर इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण अधिक होता है। कथन (B) व (C) तथ्यात्मक है। हर धनायन, उदासीन परमाणु की तुलना में, इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके अधिक ऊर्जा उत्सर्जित करता है।

## PART - II

- 1.**  $r_A + r_A = 10\text{\AA}$  ... (i)  
 $r_B + r_B = 6\text{\AA}$  ... (ii)  
 (i) + (ii)  
 $2(r_A + r_B) = 16\text{\AA}$





$$r_A + r_B = 8\text{\AA}$$

2. Zn

3. Be, N

4. a is Na, b is Mg, c is Al, d is Si, e is P, f is S, g is Cl, h is Ar,  
 $x = 3, y = 3$   
 $x - y = 0$

6.  $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) \quad \Delta H = + E.G.E \quad \dots\dots(1)$   
 $A(g) \rightarrow A^{2+}(g) + 2e^- \quad \Delta H = 1200 \text{ KJ/mol} \quad \dots\dots(2)$   
 $A^-(g) \rightarrow A^{2+}(g) + 3e^- \quad \Delta H = 1100 \text{ KJ/mol} \quad \dots\dots(3)$   
 Eq. (3) = (2) - (1)  
 $- E.G.E + 1200 = 1100$   
 $- E.G.E = -100 \text{ kJ/mol}$   
 $P = 1.$

7.  $A + e^- \rightarrow A^- + 3 eV$   
 Number of mole of A = 10/30.  
 As 1 mole of A releases the amount of energy =  $3 \times 23 \text{ kcal}.$

$$\therefore \text{Energy released for conversion of } 10/30 \text{ mole of gaseous A into } A^- \text{ ions} = \frac{3 \times 23}{30} \times 10 = 23$$

**kCal**

हल.  $A + e^- \rightarrow A^- + 3 eV$

A की मोल संख्या = 10/30.

चूँकि 1 मोल A द्वारा मुक्त होने वाली ऊर्जा =  $3 \times 23 \text{ kcal}.$

$$\therefore 10/30 \text{ मोल गैसीय A को } A^- \text{ में परिवर्तित होने के लिए मुक्त होने वाली ऊर्जा} = \frac{3 \times 23}{30} \times 10 = 23 \text{ kCal}$$

8. Chlorine has maximum electron affinity.

Sol. क्लोरीन की अधिकतम इलेक्ट्रॉन बन्धुता होती है।

9. H, C, N, O, F

### PART - III

2.  $Sc > Ti > V > Cr > Mn \approx Fe \approx Co \approx Ni \approx Cu < Zn$

3. (B) Isoelectronic series of ions; all have the xenon electron configuration.

$$\text{Ionic radius} \propto \frac{1}{\text{nuclear charge}}$$

Atomic number : Te = 52; I = 53; Cs = 55; Ba = 56.

(D) Due to poor shielding of nuclear charge by 4f electrons.

हल. (B) यह आयनों की समइलेक्ट्रॉनिक श्रेणी है, सभी जीनों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास रखते हैं।

$$\text{आयनिक त्रिज्या} \propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$$

परमाणु क्रमांक: Te = 52; I = 53; Cs = 55; Ba = 56.

(D) 4f इलेक्ट्रॉनों के नाभिकीय आवेश के दुर्बल परिरक्षण के कारण।

5. (A) As removal of second electron takes place from half filled valence shell electron configuration of S<sup>+</sup> i.e.  $3s^2 3p^3$ .

(B) I.E(III) of  $^{13}\text{Al}$  is  $2744 \text{ kJ mol}^{-1}$  where as that of  $^{15}\text{P}$  is  $2910 \text{ kJ mol}^{-1}$ . This is because of higher nuclear charge in phosphorus.

(C) I.E(I) of Al is  $577 \text{ kJ mol}^{-1}$  and that of Ga is  $579 \text{ kJ mol}^{-1}$ . This may be because of their similar sizes i.e.  $1.25 \text{\AA}$  in both.





(D)  ${}_5B^+ = 1s^2 2s^2$ ;  ${}_6C^+ = 1s^2 2s^2 2p^1$ ; As s-sub shell electron has high penetration power than p-sub shell electron. In addition  $B^+$  has completely filled 2s sub shell. So I.E (II) of B is 2427 and that of C is 2354  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

- Sol.** (A) क्योंकि  $S^+$  के अर्द्धपूरित संयोजी कोश इलेक्ट्रॉन विन्यास ( $3s^2 3p^3$ ) से दूसरा इलेक्ट्रॉन हटाया जाता है।  
 (B)  ${}_{13}\text{Al}$  के I.E(III) का मान  $2744 \text{ kJ mol}^{-1}$  है जबकि  ${}_{15}\text{P}$  का  $2910 \text{ kJ mol}^{-1}$  है। ऐसा फॉस्फोरस में उच्च नाभिकीय आवेश पाये जाने के कारण होता है।  
 (C) Al का I.E(I) मान  $577 \text{ kJ mol}^{-1}$  है तथा Ga का  $579 \text{ kJ mol}^{-1}$  है। ऐसा इन दोनों के आकार एक समान ( $1.25 \text{ \AA}$ ) होने के कारण सम्भव होता है।  
 (D)  ${}_5B^+ = 1s^2 2s^2$ ;  ${}_6C^+ = 1s^2 2s^2 2p^1$ ; क्योंकि s-उपकोश के इलेक्ट्रॉन की भेदन क्षमता p-उपकोश के इलेक्ट्रॉन की तुलना में उच्च होती है। इसके अलावा  $B^+$  में पूर्ण पूरित 2s उपकोश भी है। अतः B का I.E (II) मान 2427 तथा C का  $2354 \text{ kJ mol}^{-1}$  प्राप्त होता है।

## PART - IV

2. Ionic size  $\propto \frac{1}{\text{Nuclear charge}}$  for isoelectronic species.
- हल.** आयनिक त्रिज्या  $\propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$  समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज के लिए।
3. Both  $\text{N}^{3-}$  and  $\text{Al}^{3+}$  are isoelectronic species, but  $\text{Al}^{3+}$  has greater nuclear charge. So, it will have smaller size.  
 $\text{Zr}(4d) \approx \text{Hf}(5d)$ , because of Lanthanide contraction.  
 $\text{Zn} > \text{Cu}$ , their occur greater interelectronic repulsions in completely filled electronic configuration of 12<sup>th</sup> group elements.
- हल.** दोनों  $\text{N}^{3-}$  व  $\text{Al}^{3+}$  समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज हैं, परन्तु  $\text{Al}^{3+}$  अधिक नाभिकीय आवेश रखता है। अतः इसका न्यून आकार होगा।  
 $\text{Zr}(4d) \approx \text{Hf}(5d)$ , लैन्थेनाइड संकुचन के कारण।  
 $\text{Zn} > \text{Cu}$ , 12<sup>th</sup> वर्ग के तत्वों के पूर्ण पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में अन्तर इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण पाया जाता है।
4. The metallic character of the elements is highest at the extremely left (low ionisation energies) and then decreases across the period from left to right (ionisation energies increases across the period).
- Sol.** किसी तत्व का धात्विक गुण बायीं सिरे (निम्न आयनन ऊर्जा) पर उच्चतम होता है तथा आवर्त में बायीं से दायीं ओर जाने पर घटता है। (क्योंकि आवर्त के अनुदिश आयनन ऊर्जा बढ़ती है)।
5. The non-metallic character of the elements is highest at the extreme right and then decreases from right to left across the period. Also it decreases more on moving top to bottom.
- Sol.** तत्वों के अधात्विक गुण दायीं सिरे पर उच्चतम होते हैं तथा आवर्त में दायीं से बायीं ओर जाने पर घटते हैं। साथ ही, ये ऊपर से नीचे जाने पर ज्यादा कम होते हैं।
6. (A) Ionisation enthalpies of elements generally decrease along a group and increase along a period in Modern periodic table.  
 (B) In the 3<sup>rd</sup> period of Modern periodic table, the two most reactive elements are sodium and chlorine.  
 (C) Iodine has the least negative electron gain enthalpy among all halogens.  
 (D) Ionisation enthalpy of Pb is greater than that of Sn, because of poor shielding of nuclear charge by 4f-electrons.
- हल.** (A) आधुनिक आवर्त सारणी में, सामान्यतः एक आवर्त में बाँये से दायीं जाने पर तत्वों की आयनन एंथैल्पियाँ बढ़ती हैं तथा एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन एंथैल्पियाँ घटती हैं।  
 (B) आधुनिक आवर्त सारणी के तृतीय आवर्त में दो सर्वाधिक अभिक्रियाशील तत्व सोडियम तथा क्लोरीन हैं।  
 (C) सभी हैलोजेनों में आयोडीन की इलेक्ट्रॉन ग्रहण एंथैल्पी न्यूनतम ऋणात्मक होती है।  
 (D) 4f-इलेक्ट्रॉनों द्वारा नाभिकीय आवेश के दुर्बल परिरक्षण के कारण, Pb की आयनन एंथैल्पी, Sn से ज्यादा होती है।





## Exercise-3

### PART - I

1.  $IE_2$  of Na > Mg as in Na, second electron is to be removed from stable inert gas configuration i.e.,  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  
Na की  $IE_2 > Mg$  क्योंकि Na का दूसरा इलेक्ट्रॉन, स्थायी उत्कृष्ट गैस विन्यास अर्थात्  $1s^2 2s^2 2p^6$  से निकाला जाता है।
2.  $K^+$  has more number of shells than  $Mg^{2+}$  and  $Al^{3+}$ .  $Al^{3+}$  and  $Mg^{2+}$  are isoelectronic but  $Al^{3+}$  has higher nuclear charge, so  $Al^{3+} < Mg^{2+}$ .  $Mg^{2+}$  and  $Li^+$  have diagonal relationship. But due to +2 charge in  $Mg^{2+}$ , the  $Mg^{2+}$  is smaller than  $Li^+$ . Hence  $Al^{3+}$  is the smallest one.  
 $K^+ = 1.38 \text{ \AA}$ ,  $Li^{2+} = 0.76 \text{ \AA}$ ,  $Mg^{2+} = 0.72 \text{ \AA}$  and  $Al^{3+} = 0.535 \text{ \AA}$ .
- हल.  $K^+$  में  $Mg^{2+}$  तथा  $Al^{3+}$  की अपेक्षा कोशों की संख्या अधिक होती है।  $Al^{3+}$  तथा  $Mg^{2+}$  समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज हैं किन्तु  $Al^{3+}$  में उच्च नाभिकीय आवेश है, इसलिए  $Al^{3+} < Mg^{2+}$  होगा।  $Mg^{2+}$  तथा  $Li^+$  में विकर्ण संबंध है, लेकिन  $Mg^{2+}$  में +2 आवेश के कारण,  $Mg^{2+}$  का आकार  $Li^+$  की अपेक्षा कम होता है। अतः  $Al^{3+}$  आकार में सबसे छोटा होगा।  
 $K^+ = 1.38 \text{ \AA}$ ,  $Li^{2+} = 0.76 \text{ \AA}$ ,  $Mg^{2+} = 0.72 \text{ \AA}$  तथा  $Al^{3+} = 0.535 \text{ \AA}$ .
3. Additional electrons are repelled more effectively by 2p electrons in F atom than by 3p electrons in Cl atom.  
F परमाणु में 2p इलेक्ट्रॉन, Cl परमाणु में 3p इलेक्ट्रॉनों की तुलना में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉनों को अधिक प्रतिकर्षित करते हैं।
4. All are isoelectronic species having 10 electrons in each species but different nuclear charge and thus ionic radius  $\propto \frac{1}{\text{Nuclear charge}}$ .  
So correct order is  ${}^9F^- < {}^8O^{2-} < {}^7N^{3-}$ .
- हल. सभी समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज हैं, क्योंकि सभी में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान (10) है परन्तु नाभिकीय आवेश अलग-अलग है, तथा अतः आयनिक त्रिज्या  $\propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$ .  
इसलिए सही क्रम  ${}^9F^- < {}^8O^{2-} < {}^7N^{3-}$  है।
5. Be has completely filled stable  $2s^2$  orbital and thus Be has higher ionisation energy than B.  $2s$  orbital has less energy than  $2p$  orbital. (From  $(n+l)$  rule)
- हल. Be में पूर्ण पूरित स्थायी  $2s^2$  कक्षक, है इसलिये Be की आयनन ऊर्जा B से ज्यादा होगी।  $2s$  कक्षक की ऊर्जा  $2p$  कक्षक से कम होती है। ( $(n+l)$  नियम के कारण)
6. Down the group the effective nuclear charge remains almost constant. But down the group with increasing atomic number, the number of shells increase and thereby atomic size increases. As a result, the distance of valence shell electron from nucleus increases, attraction between them decreases and therefore ionization energy decreases.
- हल. वर्ग में नीचे जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश लगभग स्थिर रहता है, परन्तु वर्ग में नीचे जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने पर कोशों की संख्या में वृद्धि होती है और परमाणु का आकार बढ़ता है। इस कारण, नाभिक से संयोजकता कोश की दूरी बढ़ती है और उनके बीच आकर्षण घटता है, जिसके परिणामस्वरूप आयनन ऊर्जा घटती है।
7.  $4Be^- - 1s^2 2s^2 2p^1$  Addition of electron to a completely filled stable configuration, so least stable.
- Sol.  $4Be^- - 1s^2 2s^2 2p^1$  पूर्ण रूप से भरे हुए स्थायी विन्यास में इलेक्ट्रॉन का ग्रहण, इसलिए सबसे कम स्थायी है।
8. Only Na & F will show one non-zero oxidation state. These are  $Na^+$  &  $F^-$ .
- Sol. केवल Na तथा F एक अशून्य ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं।  
 $Na^+$  तथा  $F^-$

### PART - II

#### JEE(MAIN) OFFLINE PROBLEMS





1.  $O^{2-}$  and  $F^-$  have two shells while  $Li^+$  and  $B^{3+}$  have only one shell. Also,  $O^{2-} > F^-$  (for isoelectronic species, as  $Z$  increases, size decreases).

हल.  $O^{2-}$  व  $F^-$  दो कोश रखते हैं जबकि  $Li^+$  व  $B^{3+}$  केवल एक कोश रखते हैं। साथ ही,  $O^{2-} > F^-$  (समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज के लिए, जब  $Z$  बढ़ता है, आकार कम होता है)।

2. The addition of second electron in an atom or ion is always endothermic because of repulsion between two negative charges.

एक परमाणु अथवा आयन में दूसरे इलेक्ट्रॉन का योग, दोनों ऋणावेशों में प्रतिकर्षण के कारण सदैव ऊष्माशोषी होता है।

3. Nitrogen has half filled stable configuration,  $ns^2np^3$ . So, ionization enthalpy of nitrogen is greater than oxygen. On moving down the group, metallic radius increases due to increase in number of shells.

Sol. नाइट्रोजन में अर्द्ध पूरित स्थायी विन्यास,  $ns^2np^3$  होता है। अतः नाइट्रोजन की आयनन एन्थैल्पी ऑक्सीजन की तुलना में ज्यादा होती है। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोशों की संख्या बढ़ने के कारण धात्विक त्रिज्या बढ़ती है।

4. Lanthanide contraction is due to poor shielding of one of  $4f$  electron by another in the sub-shell.

लैन्थेनाइड संकुचन का मुख्य कारण  $4f$  कक्षक के इलेक्ट्रॉनों का समान उपकोश में उपस्थित अन्य इलेक्ट्रॉन का दुर्बल परिरक्षण है।

5. The atomic radii of the second and third transition series are almost the same. This phenomenon is associated with the intervention of the  $4f$  orbitals which must be filled before the  $5d$  series of elements begin. The filling of  $4f$  before  $5d$  orbital results in a regular decrease in atomic radii called **Lanthanide contraction** which essentially compensates for the expected increase in atomic size with increasing atomic number. The net result of the lanthanide contraction is that the second and the third  $d$  series exhibit similar radii (e.g., Zr 160 pm, Hf 159 pm).

हल. द्वितीय ( $4d$  श्रेणी) तथा तृतीय ( $5d$  श्रेणी) संक्रमण श्रेणी की परमाणु त्रिज्या लगभग समान होती है। यह परिघटना  $4f$  कक्षकों के बीच में आने के कारण होती है, जिनमें इलेक्ट्रॉनों को  $5d$  श्रेणी के तत्वों के  $d$ -कक्षक में इलेक्ट्रॉन भरने से पहले भरा जाता है।  $5d$  कक्षकों के पूर्व  $4f$  कक्षकों में इलेक्ट्रॉनों को भरने के कारण परमाणु त्रिज्याओं में नियमित कमी होती है, जिसे लैन्थेनाइड संकुचन (lanthanide contraction) कहते हैं, जो आवश्यक रूप से बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के साथ परमाण्वीय आकार में हुई संभावित वृद्धि की क्षतिपूर्ति करता है। लैन्थेनाइड संकुचन के समग्र प्रभाव के कारण द्वितीय एवं तृतीय संक्रमण श्रेणी के तत्वों की त्रिज्याएँ लगभग समान हो जाती हैं। (उदाहरण Zr 160 pm तथा Hf, 159 pm)

6. Element :	B	S	P	F
I.E. (kJ mol <sup>-1</sup> ) :	801	1000	1011	1681

In general as we move from left to right in a period, the ionization enthalpy increases with increasing atomic number. The ionization enthalpy decreases as we move down a group. P ( $1s^2, 2s^2, 3s^2, 3p^3$ ) has a stable half filled electronic configuration than S ( $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$ ). For this reason, ionization enthalpy of P is greater than S.

हल. तत्व :	B	S	P	F
I.E. (kJ mol <sup>-1</sup> ) :	801	1000	1011	1681

सामान्यतः जब हम आवर्त में बाँए से दाँए जाते हैं, आयनन एन्थैल्पी, परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ बढ़ती है। जब हम वर्ग में नीचे जाते हैं, आयनन एन्थैल्पी घटती है। P ( $1s^2, 2s^2, 3s^2, 3p^3$ ) का अर्द्ध-पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, S ( $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$ ) से ज्यादा स्थिर होता है। इस कारण, P की आयनन एन्थैल्पी S से ज्यादा है।

7. Lanthanoid contraction is due to ineffective shielding produced by larger  $f$ -subshell.

लैन्थेनाइड संकुचन, वृहद  $f$ -उपकोशों द्वारा प्राप्त अप्रभावी परिरक्षण के कारण होता है।

8. Down the group, ionic radii increases with increasing atomic number because of the increase in the number of shells. But across the period, the ionic radii decreases due to increase in effective nuclear charge as electrons are added in the same shell.  $Li^+$  and  $Mg^{2+}$  are diagonally related but  $Mg^{2+}$  having higher charge is smaller than  $Li^+$ , so correct order is  $Na^+ > Li^+ > Mg^{2+} > Be^{2+}$ .

$$\begin{aligned} Be^{2+} &= 0.31 \text{ \AA} \\ Mg^{2+} &= 0.72 \text{ \AA} \\ Li^+ &= 0.76 \text{ \AA} \\ Na^+ &= 1.02 \text{ \AA} \end{aligned}$$





**हल.** वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ आयनिक त्रिज्या बढ़ती है जो कि कोशों की संख्या बढ़ने के कारण होती है। लेकिन आवर्त के अनुदिश प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ने के कारण आयनिक त्रिज्या घटती है क्योंकि इलेक्ट्रॉन समान कोश में जुड़ते हैं।  $\text{Li}^+$  तथा  $\text{Mg}^{2+}$  में विकर्ण सम्बन्ध होता है, लेकिन  $\text{Mg}^{2+}$  पर अधिक आवेश होने के कारण यह  $\text{Li}^+$  से छोटा होता है। अतः सही क्रम  $\text{Na}^+ > \text{Li}^+ > \text{Mg}^{2+} > \text{Be}^{2+}$  है।

$$\text{Be}^{2+} = 0.31 \text{ \AA}$$

$$\text{Mg}^{2+} = 0.72 \text{ \AA}$$

$$\text{Li}^+ = 0.76 \text{ \AA}$$

$$\text{Na}^+ = 1.02 \text{ \AA}$$

9. For isoelectronic species, ionic radii  $\propto \frac{1}{\text{Nuclear charge}}$ .

So, correct order of ionic radii is  ${}_{8}\text{O}^{2-} > {}_{9}\text{F}^- > {}_{11}\text{Na}^+ > {}_{12}\text{Mg}^{2+} > {}_{13}\text{Al}^{3+}$ .

**हल :** समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज के लिए, आयनिक त्रिज्या  $\propto \frac{1}{\text{नाभिकीय आवेश}}$ .

अतः आयनिक त्रिज्या का सही क्रम  ${}_{8}\text{O}^{2-} > {}_{9}\text{F}^- > {}_{11}\text{Na}^+ > {}_{12}\text{Mg}^{2+} > {}_{13}\text{Al}^{3+}$  है।

10. As we move in a group from top to bottom, electron gain enthalpy becomes less negative because the size of the atom increases and the added electron would be at larger distance from the nucleus. Negative electron gain enthalpy of F is less than Cl. This is due to the fact that when an electron is added to F, the added electron goes to the smaller  $n = 2$  energy level and experiences significant repulsion from the other electrons present in this level. In Cl, the electron goes to the larger  $n = 3$  energy level and consequently occupies a larger region of space leading to much less electron-electron repulsion. So the correct order is  $\text{Cl} > \text{F} > \text{Br} > \text{I}$ .

**Sol.** जब वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाते हैं, तो इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी का मान कम ऋणात्मक होगा क्योंकि परमाणु का आकार बढ़ जाता है तथा जिसके परिणाम स्वरूप आगन्तुक इलेक्ट्रॉन नाभिक से अपेक्षाकृत अधिक दूरी पर होते हैं। F की ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी का मान Cl से कम होता है। इससे यह प्रदर्शित होता है कि जब इलेक्ट्रॉन F में जुड़ता है, तो आगन्तुक इलेक्ट्रॉन अपेक्षाकृत छोटे  $n = 2$  ऊर्जा स्तर में प्रवेश करता है तथा इस ऊर्जा स्तर में उपस्थित अन्य इलेक्ट्रॉनों से सार्थक प्रतिकर्षण अनुभव करता है। इसी प्रकार से Cl की स्थिति में, इलेक्ट्रॉन अपेक्षाकृत बड़े  $n = 3$  ऊर्जा स्तर में प्रवेश करता है, जिसके परिणामस्वरूप Cl में उपस्थित अधिक बड़े रिक्त क्षेत्र के कारण इलेक्ट्रॉन इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण कम लगता है। अतः सही क्रम  $\text{Cl} > \text{F} > \text{Br} > \text{I}$  है।

11. Order of ionic radii  $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$

In isoelectronic species, as Z increases, size decreases.

आयनिक त्रिज्या का क्रम  $\text{Ca}^{2+} < \text{K}^+ < \text{Cl}^- < \text{S}^{2-}$

समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज में Z में वृद्धि के साथ आकार में कमी होती है।

12. Order of increasing  $\Delta H_{\text{IE}_1}$  :  $\text{Ba} < \text{Ca} < \text{Se} < \text{S} < \text{Ar}$

$\text{Ba} < \text{Ca}$ ;  $\text{Se} < \text{S}$ : On moving top to bottom in a group, size increases. So ionisation enthalpy decreases.

Ar : Maximum value of ionisation enthalpy, since it is an inert gas.

**हल.** का बढ़ता हुआ क्रम  $\Delta H_{\text{IE}_1}$  :  $\text{Ba} < \text{Ca} < \text{Se} < \text{S} < \text{Ar}$

$\text{Ba} < \text{Ca}$  ;  $\text{Se} < \text{S}$  : एक वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आकार में वृद्धि होती है। अतः आयनन एन्थैल्पी में कमी आती है। चूंकि Ar : एक अक्रिय गैस है, अतः इसकी आयनन एन्थैल्पी का मान अधिकतम है।

13.  $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$  1st I.E. = 5.1 eV  
 $\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$  Electron gain enthalpy of  $\text{Na}^+$   
 Because reaction is reverse, so  $\Delta_{\text{eg}}H = -5.1 \text{ eV}$ .

**Sol.**  $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$  1st I.E. = 5.1 eV  
 $\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$   $\text{Na}^+$  के लिए इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी  
 चूंकि अभिक्रिया विपरीत है, अतः  $\Delta_{\text{eg}}H = -5.1 \text{ eV}$ .

14. These are isoelectronic species.







As negative charge increases, ionic radius increases.

- Sol.** यह समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज है।  
जैसे ही ऋणावेश बढ़ता है, आयनिक त्रिज्या भी बढ़ती है।

15.  $I.P_1 = Sc > Na > K > Rb$

16. Isoelectronic species (समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज) :  
 $O^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$  (All contain 10 electrons) (सभी में 10 इलेक्ट्रॉन उपस्थित है।)

**JEE(MAIN) ONLINE PROBLEMS**

3. Valence shell number indicates period number  $6 ns^2 np^4$  correspond to group 16.  
**Sol.** संयोजी कोश संख्या आवर्त संख्या 6 तथा  $ns^2 np^4$  समूह संख्या 16 को प्रदर्शित करता है।
5.  $3^{rd} I.E \gg 2^{nd} I.E.$   
Therefore both belong group 2.  
 $1^{st} I.E.$  for element 'B' element 'A' therefore 'B' present below 'A'.
6. Elements involved are Al, Si, P \* As. Ionisation enthalpy increases on moving L to R & decreases on moving T to B.  
 $\therefore$  P atom will have highest ionisation enthalpy.
7. Isoelectronic series :  $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-}$   
When negative charge increase, increase the radius of ion.
8. Down the group electronegativity decreases and atomic radius increases  
वर्ग में नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता में कमी तथा परमाणु त्रिज्या में वृद्धि होती है।
9. Decrease in both atomic and ionic radii  
परमाण्विक त्रिज्या एवं आयनिक त्रिज्या दोनों में कमी
10. Be (diagonal relationship).  
Be (विकर्ण सम्बन्ध)
11. On going down the group size increases. From left to right in a period size decreases.  
वर्ग में नीचे जाने पर आकार बढ़ता है आवर्त में बांये से दांये जाने पर आकार घटता है।
- 12.
- | Element | Al  | Si  | P   | S   | Ga  | Ge  | Se  | Te  |
|---------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| E.N.    | 1.5 | 1.8 | 2.1 | 2.5 | 1.6 | 1.8 | 2.4 | 2.1 |
13.  $[Og_{118}] 8s^2$  is configuration for  $Z = 120$   
 $\therefore$  it will belong to II<sup>nd</sup> group. (Alkaline earth metal)
- Sol.**  $Z = 120$  के लिए विन्यास  $[Og_{118}] 8s^2$  है।  
 $\therefore$  यह II<sup>nd</sup> वर्ग सम्बन्धित है। (क्षारीय मृदा धातु)
14. In isoelectronic species, number of electrons are same but size decrease with increase in atomic number or nuclear charge  
समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है परन्तु परमाणु क्रमांक या नाभिकीय आवेश में वृद्धि के साथ साथ आकार में कमी आती है।

15.

Element	IE <sub>1</sub> (KJ/mol)	IE <sub>2</sub> (KJ/mol)	Difference(KJ/mol)
Ba	503	965	462
K	419	3052	2633
Ca	590	1145	555
Sc	633	1235	602



16.  $r_{Mo} = r_{W}$  due to lanthanoid contraction लेन्थैनाइड संकुचन की वजह से
17. Be has lesser nuclear charge, greater first ionization enthalpy in comparison to B.  
Be, B की तुलना में न्यून नाभिकीय आवेश, अधिक प्रथम आयनन एन्थैल्पी रखता है।
19. Theory based  
सैद्धान्तिक
20. Correct order of ionisation energy will be :  $Na < Al < Mg < Si$   
आयनन ऊर्जाओं का सही क्रम होगा :  $Na < Al < Mg < Si$

- 21.
- |  |   |
|--|---|
| <p>C N O   F → Size decreases</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">Cl</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">Br</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">Size increases</p> | <p>C N O   F → आकार घटता है</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">Cl</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">Br</p> <p style="margin-left: 40px;">↓</p> <p style="margin-left: 40px;">आकार बढ़ता है</p> |
|--|---|

22. Non-metal oxides are acidic in nature  
alkali metal oxides are basic in nature  
 $Al_2O_3$  is amphoteric.  
अधात्विक ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।  
क्षारीय धातु ऑक्साइड क्षारीय प्रकृति के होते हैं।  
 $Al_2O_3$  उभयधर्मी है।

