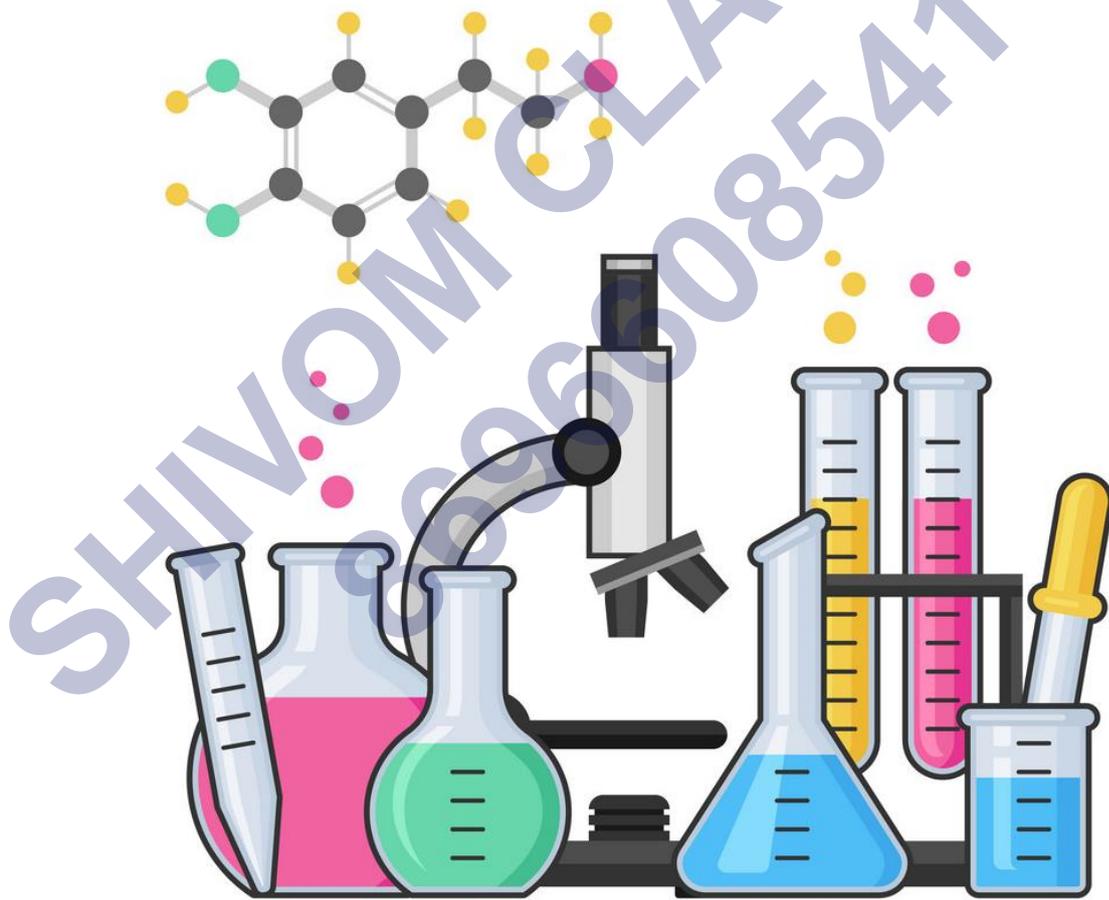


रसायन विज्ञान

अध्याय-3: तत्त्वों का वर्गीकरण एवं गुणधर्मों में आवर्तिता



तत्त्वों का वर्गीकरण

प्रारम्भ में ज्ञात तत्त्वों की संख्या बहुत कम थी अतः उनके वर्गीकरण की आवश्यकता ही नहीं थी लेकिन सन् 1865 तक ज्ञात तत्त्वों की संख्या 63 हो गयी थी तथा आज हमें 114 तत्त्वों के बारे में ज्ञात है तथा आगे भी तत्त्वों की खोज जारी है।

तत्त्वों की इतनी अधिक संख्या तथा इनके असंख्य यौगिकों के रसायन का अलग-अलग अध्ययन करना बहुत मुश्किल था।

अतः वैज्ञानिकों ने तत्त्वों का वर्गीकरण किया तथा इनके ज्ञान को संगठित किया ताकि इनका अध्ययन आसान हो सके।

इस तरीके से सभी तत्त्वों से सम्बन्धित रासायनिक तथ्यों को तर्कसंगत किया जा सकेगा तथा भविष्य में खोजे जाने वाले अन्य तत्त्वों का अध्ययन भी आसान हो सकेगा।

तत्त्वों का समूहों में वर्गीकरण, आवर्त नियम तथा आवर्त सारणी का विकास, विभिन्न वैज्ञानिकों द्वारा किये गए अनेक प्रयोगों तथा अवलोकनों से प्राप्त ज्ञान को सुव्यवस्थित करने का ही परिणाम है।

डॉबेराइनर के त्रिक

सर्वप्रथम 1829 में जर्मन रसायनज्ञ डॉबेराइनर ने बताया कि तत्त्वों के गुणधर्मों में निश्चित प्रवृत्ति होती है तथा उन्होंने समान भौतिक एवं रासायनिक गुणों वाले तीन तत्त्वों के समूहों (त्रिकों) के बारे में जानकारी दी।

उन्होंने एक त्रिक नियम दिया जिसके अनुसार तीन-तीन तत्त्वों के समूहों (त्रिकों) में बीच वाले तत्त्व का परमाणु भार शेष दोनों तत्त्वों के परमाणु भार के औसत मान के लगभग बराबर होता है तथा मध्य वाले तत्त्व के गुणधर्म भी शेष दोनों तत्त्वों के गुणधर्मों के मध्य होते हैं। इस नियम को डॉबेराइनर का त्रिक का नियम कहते हैं।

सारणी - डॉबेराइनर के त्रिक

तत्त्व	परमाणु-भार	तत्त्व	परमाणु-भार	तत्त्व	परमाणु-भार
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127
Na = $\frac{7+39}{2}$ = 23		Sr = $\frac{40+137}{2}$ = 88.5		Br = $\frac{35.5+127}{2}$ = 81.25	

डॉबेराइनर का त्रिक नियम कुछ ही तत्त्वों पर लागू हो पाया अतः इसे मात्र एक संयोग मानकर छोड़ दिया गया।

डी-चेनकोरटोइस का वर्गीकरण

सन् 1862 में ए.ई.बी. डी-चेनकोरटोइस ने तत्त्वों को परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करके तत्त्वों की एक वृत्ताकार सारणी बनायी जिसमें तत्त्वों के गुणधर्मों में आवर्ती पुनरावृत्ति को प्रदर्शित किया

लेकिन यह वर्गीकरण सफल नहीं हो सका।

न्यूलैंड का अष्टक नियम

सन् 1865 में अंग्रेज रसायनज्ञ जॉन एलेक्जेंडर न्यूलैंड ने भी तत्त्वों के वर्गीकरण में महत्त्वपूर्ण योगदान दिया तथा उसने तत्त्वों को परमाणु भार के बढ़ते क्रम में रखकर एक नियम दिया जिसके अनुसार तत्त्वों को परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करके, किसी भी तत्त्व से प्रारम्भ करने पर आठवें तत्त्व के गुण प्रथम तत्त्व के समान होते हैं,

जैसे - संगीत में आठवाँ स्वर पहले स्वर के समान होता है (सा रे गा मा पा धा नि सा), इसे न्यूलैंड का अष्टक नियम कहते हैं।

	सा	रे	गा	मा	पा	धा	नि
तत्त्व	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु-भार	7	9	11	12	14	16	19
तत्त्व	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु-भार	23	24	27	29	31	32	35.5
तत्त्व	K	Ca					
परमाणु-भार	39	40					

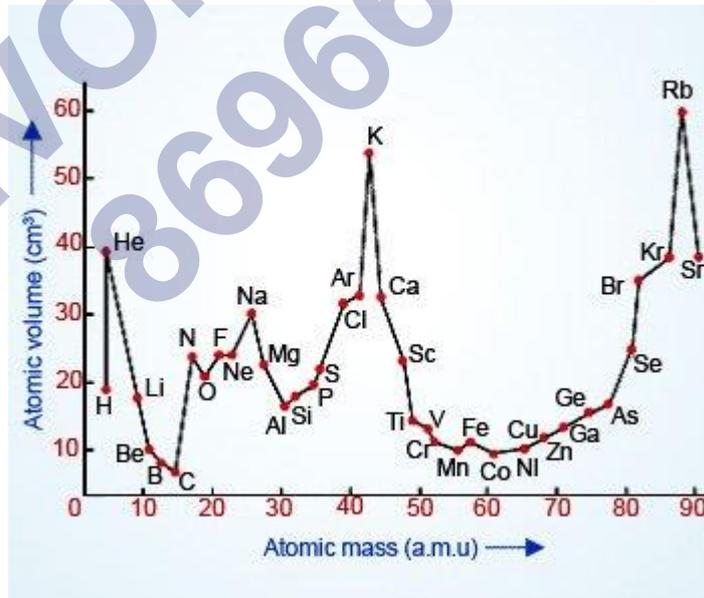
न्यूलैंड के अष्टक नियम की सीमाएं

- अष्टक का सिद्धांत केवल कैल्शियम पर लागू होता था, क्योंकि कैल्शियम के बाद प्रत्येक आठवें तत्व में पहले तत्व के गुण नहीं होते हैं।
- न्यूलैंड ने कल्पना की थी कि प्रकृति में केवल 56 तत्व मौजूद हैं और भविष्य में कोई अन्य तत्व नहीं मिलेगा। लेकिन, बाद में कई नए तत्व मिले जिनके गुण अष्टक सिद्धांत से मेल नहीं खाते।
- न्यूलैंड के अष्टक सिद्धांत को केवल हल्के तत्वों पर ही ठीक से लागू किया गया है।

न्यूलैंड का अष्टक नियम केवल कैल्शियम तक ही लागू हो पाया बाद में उत्कृष्ट गैसों की खोज हुई जिनको इसमें शामिल करने पर यह नियम लागू नहीं हो पाया।

लोथर मेयर के वक्र

सन् 1869 में लोथर मेयर ने तत्वों के भौतिक गुणों, जैसे परमाण्वीय आयतन, गलनांक, क्वथनांक तथा परमाणु भार के मध्य आलेख बनाए, तो देखा कि समान गुणों वाले तत्व समान स्थिति पर होते हैं अतः ये एक निश्चित समूह वाले तत्वों में समानता दर्शाते हैं। इन्हें लोथर मेयर के वक्र कहते हैं।



लोथर मेयर के वक्र से प्राप्त निष्कर्ष

- प्रबल विद्युत धनी तत्व (क्षार धातु-Li के अतिरिक्त) जैसे Na, K, Rb तथा Cs वक्रों के शिखर पर पाए गए।

- कुछ कम विद्युत धनी तत्त्व (क्षारीय मृदा धातु) जैसे Be, Mg, Ca, Sr तथा Ba वक्रों के अवरोही भाग के मध्य पाए गए।
- हैलोजेन तथा उत्कृष्ट गैसों (He के अतिरिक्त) वक्रों के आरोही भाग पर पायीं गयीं।
- संक्रमण तत्त्व, इन वक्रों में एकदम नीचे क्षैतिज भागों पर पाए गए।

मेंडलीव का आवर्ती वर्गीकरण

सन् 1869 में रूसी रसायनज्ञ दमित्री मेंडलीव ने तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणों को उनके परमाणु भार से सम्बन्धित किया तथा प्रस्तावित किया कि जब तत्त्वों को उनके परमाणु-भारों के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया जाता है, तो नियमित अंतराल के बाद उनके भौतिक तथा रासायनिक गुणों में समानता पाई जाती है।

इस प्रकार मेंडलीव ने एक नियम दिया जिसे मेंडलीव का आवर्त नियम कहते हैं जिसके अनुसार, "तत्त्वों के गुणधर्म उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन होते हैं।"

मेंडलीव ने तत्त्वों को क्षैतिज पंक्तियों (आवर्त) एवं ऊर्ध्वाधर स्तम्भों (वर्गों) में उनके बढ़ते हुए परमाणु-भार के अनुसार सारणी में इस तरह क्रम में रखा कि समान गुणधर्मों वाले तत्त्व एक ही ऊर्ध्वाधर स्तम्भ या समूह में स्थान पाएँ।

उन्होंने तत्त्वों द्वारा प्राप्त यौगिकों के मूलानुपाती सूत्रों तथा उनके गुणों में समानता को आधार माना मेंडलीव की आवर्त सारणी में 7 आवर्त तथा 8 वर्ग थे लेकिन बाद में शून्य वर्ग को भी जोड़ा गया।

(i) **आवर्त** :- आवर्त सारणी में क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त कहते हैं जिनकी संख्या 7 है।

प्रथम आवर्त में 2, द्वितीय तथा तृतीय आवर्त में 8, 8 (लघु आवर्त), चतुर्थ एवं पंचम आवर्त में 18 18 (दीर्घ आवर्त) तथा षष्ठम आवर्त में 32 तत्त्व (दीर्घतम आवर्त) उपस्थित हैं।

आवर्त सारणी का सातवां आवर्त अपूर्ण है। लैन्थेनॉइडों तथा एक्टिनॉइडों को क्रमशः षष्ठम तथा सप्तम आवर्त में माना जाता है।

तीसरे आवर्त के तत्त्वों (Na से Cl तक) को प्रतिनिधि या प्रारूपी तत्त्व भी कहा जाता है

मेंडलीव आवर्त सारणी में कुल कितने वर्ग हैं

आवर्त सारणी में वर्गों की संख्या 9, आवर्त सारणी में वर्गों को रोमन संख्या I से VIII तथा शून्य द्वारा प्रदर्शित किया गया।

(ii) **वर्ग** :- आवर्त सारणी में वर्गों को रोमन संख्या I से VIII तथा शून्य द्वारा प्रदर्शित किया गया। I से VII तक के वर्गों को पुनः A तथा B उपवर्गों में बाँटा गया है लेकिन इन उपवर्गों को एक ही कॉलम में रखा गया था। वर्ग VIII में कुल 9 तत्त्व तीन-तीन के समूहों में हैं।

उत्कृष्ट गैसों (शून्य समूह) की खोज मेंडलीव के समय तक नहीं हुई थी, अतः इन्हें आवर्त सारणी में बाद में जोड़ा गया। इसके पश्चात् आवर्त सारणी में वर्गों की संख्या 9 हो गयी।

लैन्थेनाइडों तथा ऐक्टिनाइडों को III वर्ग से सम्बन्धित माना जाता है तथा इन्हें आवर्त सारणी के नीचे की ओर अलग से रखा जाता है जिससे इनके गुणों में आवर्तिता बनी रहे। हाइड्रोजन को इसके गुणों के आधार पर IA तथा VII A दोनों वर्गों में रखा गया है।

मेंडलीव की आवर्त सारणी की उपयोगिता

- मेंडलीव की आवर्त सारणी से एक साथ 105 तत्त्वों के गुणों का अध्ययन केवल, 9 वर्गों के रूप में किया जा सका।
- इससे तत्त्वों का परमाणु भार ज्ञात किया गया परमाणु भार = तुल्यांकी भार x संयोजकता किसी तत्त्व की संयोजकता सामान्यतः उसकी वर्ग संख्या के बराबर होती है।
- मेंडलीव की आवर्त सारणी द्वारा बहुत से तत्त्वों के संदेहास्पद परमाणु भारों को सही किया गया जैसे - Be तथा Al के गुणों में काफी समानता होने के कारण Be की संयोजकता तीन मानकर इसका परमाणु भार $13.5 [4.5 (\text{तुल्यांकी भार}) \times 3]$ ज्ञात किया था तथा इस आधार पर इसे कार्बन व नाइट्रोजन के बीच स्थान मिलना चाहिए था लेकिन इनके बीच कोई रिक्त स्थान नहीं था अतः मेंडलीव ने Be के अन्य गुणों के आधार पर इसे द्विसंयोजी मानकर इसका परमाणु भार $9 (4.5 \times 2)$ ज्ञात किया तथा इसे Li व B के बीच रखा, जहाँ स्थान रिक्त था।

इसी प्रकार पहले यूरेनियम का परमाणु भार 120 माना जाता था जो कि गलत था, जिसे बाद में 240 निर्धारित किया जो कि गुणों के आधार पर सही है।

- मेंडलीव ने समान गुणों वाले तत्त्वों को एक समूह में रखने को महत्त्वपूर्ण आधार मानते हुए कुछ तत्त्वों (जो खोजे नहीं गए थे) के लिए आवर्त सारणी में स्थान रिक्त छोड़ दिए।

उदाहरण - स्कैन्डियम, गैलियम तथा जर्मेनियम।

इन तत्त्वों का नाम क्रमशः एका-बोरॉन, एका-एलुमिनियम तथा एका-सिलिकॉन रखा।

मेंडलीव ने न केवल स्कैन्डियम, गैलियम और जर्मेनियम की प्रागुक्ति की बल्कि इन तत्त्वों के कुछ भौतिक गुणों का विवरण भी दिया।

मेंडलीव की आवर्त सारणी के दोष

मेंडलीव की आवर्त सारणी के प्रमुख दोष निम्नलिखित हैं

- मेंडलीव की आवर्त सारणी में हाइड्रोजन की स्थिति निश्चित नहीं है क्योंकि इसके गुणों के आधार पर इसे IA तथा VII A दोनों वर्गों में रखा गया है। इसमें समस्थानिकों के लिए कोई स्थान नहीं है
- इस आवर्त सारणी में लैन्थेनॉयडों तथा ऐक्टिनॉयडों के लिए भी कोई स्थान नहीं है तथा इससे यह ज्ञात नहीं होता कि ये III A वर्ग से सम्बन्धित हैं या III B वर्ग से।
- एक ही वर्ग के दो उपवर्गों (A तथा B) के तत्त्वों में केवल संयोजकता में ही समानता है फिर भी इनको एक ही वर्ग में रखा गया है।
- तत्त्वों के बढ़ते हुए परमाणु भार का पूर्ण रूप से पालन नहीं किया गया है, जैसे Co (परमाणु भार 58.9) को Ni (परमाणु भार 58.7) से पहले, Te (परमाणु भार 127.6) को I (परमाणु भार 127) से पहले एवं Ar (परमाणु भार 39.9) को K (परमाणु भार 39) पहले रखा गया है। इन सबका कारण तत्त्वों को समान रासायनिक गुणों के आधार पर रखना था।

आधुनिक आवर्त सारणी

सन् 1913 में अंग्रेज वैज्ञानिक हेनरी मोजले ने देखा कि तत्त्वों के अभिलाक्षणिक X-किरण स्पेक्ट्रमों में नियमितता होती है तथा ($\sqrt{\nu} = X\text{-किरण की आवृत्ति}$) व परमाणु क्रमांक (Z) के मध्य आलेख एक सरल रेखा होती है। परन्तु परमाणु द्रव्यमान व $\sqrt{\nu}$ के मध्य आलेख सरल रेखा नहीं होती।

आधुनिक आवर्त सारणी के खोजकर्ता कौन है

वैज्ञानिक हेनरी मोजले

अतः मोजले ने Z व $\sqrt{\nu}$ के मध्य निम्नलिखित सम्बन्ध दिया

$\sqrt{v} = a(Z - b)$
यहाँ a व b स्थिरांक हैं।

इस आधार पर उन्होंने यह निष्कर्ष निकाला कि परमाणु क्रमांक तत्त्वों का मौलिक गुण है न कि परमाणु द्रव्यमान एवं यह तत्त्व के गुणों को दर्शाने में अधिक सक्षम है। इसी के आधार पर मेंडलीव के आवर्त नियम में संशोधन किया गया, जिसे आधुनिक आवर्त नियम कहते हैं।

आधुनिक आवर्त नियम

आधुनिक आवर्त नियम अनुसार "तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।" अर्थात् तत्त्वों को उनके परमाणु क्रमांकों के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करने पर एक निश्चित अन्तराल के बाद समान गुणधर्मों वाले तत्त्वों की पुनरावृत्ति होती है।

यह आवर्त नियम ही आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप का आधार है। आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप में क्षैतिज पंक्तियों को आवर्त तथा ऊर्ध्वाधर स्तम्भों को वर्ग कहते हैं

इसमें समान बाह्यतम इलेक्ट्रॉन विन्यास वाले तत्त्वों को समान वर्ग (परिवार) में रखा जाता है। आवर्त सारणी में कुल सात आवर्त हैं।

आवर्त संख्या, आवर्त में तत्त्व की अधिकतम मुख्य क्वान्टम संख्या (n) होती है। प्रथम से षष्ठम आवर्त में तत्त्वों की संख्या क्रमशः 2, 8, 8, 18, 18 तथा 32 है लेकिन सातवाँ आवर्त अपूर्ण है। छठे तथा सातवें आवर्त के लैन्थेनॉयड एवं एक्टिनॉयड तत्त्वों (14 + 14) को आवर्त सारणी के नीचे अलग से रखा गया है।

आवर्त सारणी में कितने वर्ग हैं

IUPAC द्वारा वर्गों के नाम की पुरानी पद्धति I A VII A, VIII तथा I B VII B के स्थान पर नया वर्गीकरण दिया गया है जिसके अनुसार वर्ग संख्या 1 से 18 दी जाती है।

अतः आधुनिक आवर्त सारणी में वर्गों की कुल संख्या 18 होती है।

दीर्घ आवर्त सारणी

- प्रथम आवर्त को लघुतम (2 तत्त्व), द्वितीय एवं तृतीय आवर्त को लघु (8, 8 तत्त्व), चतुर्थ व पंचम आवर्त को दीर्घ (18, 18 तत्त्व) तथा षष्ठम आवर्त को दीर्घतम आवर्त (32 तत्त्व) कहा जाता है। सप्तम आवर्त अभी अपूर्ण है।
- वर्ग संख्या 1, 2 व 12 से 17 के तत्त्वों को प्रसामान्य तत्त्व या प्रतिनिधि तत्त्व कहा जाता है।
वर्ग संख्या 3 से 11 तक के तत्त्वों को संक्रमण तत्त्व कहा जाता है। 18 वें वर्ग के तत्त्वों (अक्रिय गैसों) को आजकल उत्कृष्ट गैस कहते हैं।
- लैन्थेनॉयडों तथा ऐक्टिनॉयडों को सामूहिक रूप से आन्तरिक संक्रमण तत्त्व कहते हैं तथा इन्हें तीसरे वर्ग से सम्बन्धित माना जाता है।

मेंडलीव की आवर्त सारणी की तुलना में दीर्घ आवर्त सारणी

आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप, मेंडलीव की आवर्त सारणी की तुलना में अधिक श्रेष्ठ है। इसके निम्नलिखित कारण हैं

- यह आवर्त सारणी परमाणु क्रमांक पर आधारित है। किसी उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या परमाणु क्रमांक के बराबर होती है अतः किसी तत्त्व की आवर्त सारणी में स्थिति इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर निर्धारित होती है तथा तत्त्वों के गुण इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर ही निर्भर करते हैं।
- इस आवर्त सारणी में धातुओं तथा अधातुओं को पूर्ण रूप से पृथक् कर दिया गया है। वर्ग संख्या 1 से 12 तक के तत्त्व धातु तथा वर्ग संख्या 13 से 18 तक के तत्त्वों में धातु, उपधातु तथा अधातु होते हैं। B, Si, As, Te व At के नीचे खींची गयी सीढ़ीनुमा रेखा, आवर्त सारणी को धातुओं (बाएँ) तथा अधातुओं (दाएँ) में विभाजित करती है।
- उत्कृष्ट गैसों में उपकोश पूर्ण हो जाता है अतः इन्हें आवर्त सारणी के अन्त 18 वें वर्ग में रखा गया है।
- समस्थानिकों तथा समभारिकों की स्थिति की समस्या समाप्त हो गयी है।
- मेंडलीव की आवर्त सारणी के एक ही वर्ग के उपवर्गों को अलग-अलग स्थान देने से विभिन्न गुणों वाले तत्त्व एक वर्ग में न रहकर भिन्न-भिन्न वर्गों में चले गए हैं।

- मेंडलीव की आवर्त सारणी में समान गुणों वाले तत्त्वों को एक ही वर्ग में रखने के लिए परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवधान उत्पन्न हो गया था लेकिन इन्हें परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम के कारण ये स्वतः ही उस क्रम में आ जाते हैं।
- इस आवर्त सारणी से तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास आसानी से समझा जा सकता है

दीर्घ आवर्त सारणी की कमियाँ

- हाइड्रोजन की स्थिति दीर्घ आवर्त सारणी में भी स्पष्ट नहीं है।
- लैन्थेनॉयडों तथा एक्टिनॉयडों को मूल आवर्त सारणी में स्थान नहीं दिया जा सका है तथा इन्हें आवर्त सारणी के नीचे ही पृथक से रखा गया है
- हीलियम एक उत्कृष्ट गैस है लेकिन इसका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास अन्य उत्कृष्ट गैसों से भिन्न है।

हाइड्रोजन तथा हीलियम

हाइड्रोजन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^1$ है अतः इसे भी s-ब्लॉक के वर्ग 1 (क्षार धातुओं) में रखा जाना चाहिए लेकिन यह एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके उत्कृष्ट गैस (He) के समान विन्यास प्राप्त करता है। इस प्रकार यह व्यवहार हैलोजेन परिवार (वर्ग 17) से समानता दर्शाता है, चूँकि यह एक विशेष स्थिति है अतः हाइड्रोजन को आवर्त सारणी में सबसे ऊपर अलग से रखा जाता है। He का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2$ है अतः इसे s-ब्लॉक में रखा जाना चाहिए जबकि इसे वर्ग 18 में p-ब्लॉक में रखा गया है क्योंकि इसका संयोजी कोश पूर्ण भरा है जिसके कारण यह उत्कृष्ट गैसों के समान गुण दर्शाती है।

ब्लॉक के तत्त्वों के प्रकार

s-ब्लॉक के तत्त्व :- वर्ग 1 के तत्त्वों (क्षार धातुओं तथा वर्ग 2 के तत्त्वों क्षारीय मृदा धातुओं) के बाह्यतम कोश के सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास क्रमशः ns^1 ($n = 1$ से 7) तथा ns^2 ($n = 2$ से 7) होता है। इन दोनों वर्गों के तत्त्वों को सामूहिक रूप से s-ब्लॉक के तत्त्व कहते हैं, क्योंकि इन तत्त्वों में अन्तिम इलेक्ट्रॉन s-कक्षक भरा जाता है।

1. ये सभी क्रियाशील धातुएँ हैं तथा इनकी आयनन एथैल्पी के मान कम होते हैं।

- ये तत्त्व आसानी इलेक्ट्रॉन त्यागकर +1 आयन (क्षार धातु) या +2 आयन (क्षारीय मृदा धातु) बनाते हैं।
- वर्ग में नीचे जाने पर इन तत्त्वों के धात्विक लक्षण तथा क्रियाशीलता बढ़ती है।
- अधिक क्रियाशीलता के कारण ये तत्त्व प्रकृति में शुद्ध रूप में नहीं पाए जाते हैं।
- लीथियम तथा बेरीलियम को छोड़कर s-ब्लॉक के अन्य सभी तत्त्वों के यौगिक मुख्य रूप से आयनिक होते हैं

P-ब्लॉक के तत्त्व :- आवर्त सारणी के p-ब्लॉक में वर्ग 13 से 18 तक के तत्त्व होते हैं जिनमें सामान्यतः अन्तिम इलेक्ट्रॉन p-कक्षक में भरा जाता है इनका बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2, np^1 से ns^2, np^6 ($n = 2$ से 6) तक होता है

- इनका प्रत्येक आवर्त उत्कृष्ट गैस विन्यास ($ns^2 np^6$) के साथ समाप्त होता है अर्थात् उत्कृष्ट गैसों में संयोजी कोश के सभी कक्षक पूर्ण भरे होते हैं।
- उत्कृष्ट गैसों की रासायनिक अभिक्रियाशीलता बहुत कम होती है क्योंकि इनमें सामान्यतः इलेक्ट्रॉन देने या ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती।
- उत्कृष्ट गैसों से पहले अधातुओं के दो महत्त्वपूर्ण वर्ग होते हैं। इनमें से 17 वें वर्ग के तत्त्व हैलोजेन तथा 16 वें वर्ग के तत्त्व 'चाल्कोजेन' कहलाते हैं।
- इन दोनों वर्गों के तत्त्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी उच्च ऋणात्मक होती है, अतः ये तत्त्व आसानी से क्रमशः एक तथा दो इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके स्थायी उत्कृष्ट गैस विन्यास प्राप्त कर लेते हैं।
- आवर्त में बाईं से दाईं ओर जाने पर तत्त्वों के अधात्विक गुणों में वृद्धि होती है तथा वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर धात्विक गुणों में वृद्धि होती है।

d-ब्लॉक के तत्त्व (संक्रमण तत्त्व) :- आवर्त सारणी में s व p-ब्लॉक के मध्य स्थित वर्ग 3 से 12 तक के तत्त्व d-ब्लॉक के तत्त्व कहलाते हैं जिनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन सामान्यतः आंतरिक ($n - 1$) d-कक्षक में भरा जाता है।

- इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n - 1)^{d^1 - 10} ns^{0 - 2}$ ($n = 4$ से 7) होता है।
- ये सभी तत्त्व धातुएँ हैं।

3. इन तत्त्वों के आयन प्रायः रंगीन होते हैं तथा परिवर्ती ऑक्सीकरण अवस्था एवं अनुचुंबकीयता प्रदर्शित करते हैं।
4. संक्रमण तत्त्व उत्प्रेरक के रूप में भी प्रयुक्त किए जाते हैं।
5. Zn, Cd तथा Hg (वर्ग 12) का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)d^{10}n^2$ होता है, फिर भी ये संक्रमण तत्त्वों के बहुत-से गुण नहीं दर्शाते हैं, अतः ये d-ब्लॉक के तत्व होते हुए संक्रमण तत्व नहीं हैं।
6. d-ब्लॉक के तत्व रासायनिक तौर पर क्रियाशील s-ब्लॉक के तत्वों तथा कम क्रियाशील 13 वें व 14 वें वर्गों के तत्वों के बीच एक सेतु के समान कार्य करते हैं, अतः d-ब्लॉक के तत्वों भी-को 'संक्रमण तत्व' भी कहते हैं।
7. लेकिन वास्तव में संक्रमण तत्व वे होते हैं जिनमें परमाणु या आयनिक अवस्था में अपूर्ण उपकोश होता है अर्थात् इनके बाह्यतम दो कोश अपूर्ण होते हैं।

d-ब्लॉक में चार श्रेणियाँ होती हैं

1. 3d श्रेणी ($n = 4$) $_{21}\text{Sc}$ से $_{30}\text{Zn}$ तक
2. 4d श्रेणी ($n = 5$) $_{39}\text{Y}$ से $_{48}\text{Cd}$ तक
3. 5d श्रेणी ($n = 6$) $_{57}\text{La}$, $_{72}\text{Hf}$ से $_{80}\text{Hg}$ तक
4. 6d श्रेणी ($n = 7$) $_{89}\text{Ac}$, $_{104}\text{Unq}$ से $_{112}\text{Uub}$ तक

लेकिन वर्ग 12 के तत्वों (Zn, Cd तथा Hg) की परमाणु या आयनिक अवस्था में अपूर्ण d-उपकोश नहीं होता है इसलिए इन्हें संक्रमण तत्व नहीं माना जाता है।

f-ब्लॉक के तत्व (आंतरिक संक्रमण तत्व)

आवर्त सारणी के वे तत्व जिनमें अन्तिम इलेक्ट्रॉन f-कक्षक में भरा जाता है उन्हें f-ब्लॉक के तत्व कहते हैं।

इनकी दो श्रेणियाँ होती हैं

1. लैन्थेनॉयड $_{58}\text{Ce} - _{72}\text{Lu}$
2. ऐक्टिनॉयड $_{90}\text{Th} - _{103}\text{Lr}$

1. इन्हें आवर्त सारणी के नीचे पृथक से रखा गया है। f-ब्लॉक के तत्वों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}d^{0-1}ns^{0-2}$ ($n = 6$ तथा 7) होता है।

2. इन्हें आन्तरिक संक्रमण तत्त्व भी कहा जाता क्योंकि इनमें बाह्यतम तीन कोश अपूर्ण होते हैं तथा ये तीसरे वर्ग से संबंधित होते हैं।

3. ये सभी तत्त्व धातुएँ हैं तथा प्रत्येक श्रेणी के तत्त्वों के गुण लगभग समान होते हैं।

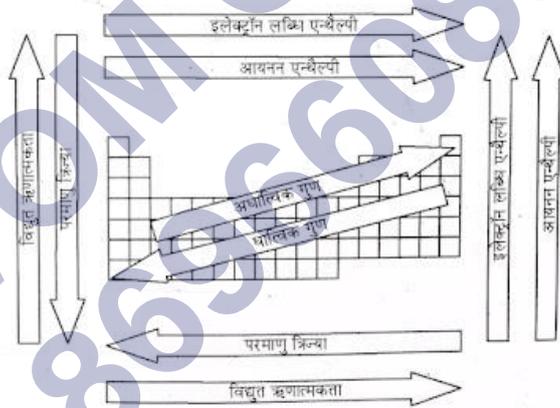
4. ऐक्टिनॉयड श्रेणी के प्रारम्भिक तत्त्वों की अनेक संभावित ऑक्सीकरण अवस्थाओं के कारण इन तत्त्वों का रसायन इनके संगत लैन्थेनॉयड श्रेणी के तत्त्वों की तुलना में अधिक जटिल होता है।

5. ऐक्टिनॉयड श्रेणी के तत्त्व रेडियोधर्मी होते हैं, अतः इनका पूर्ण अध्ययन नहीं हो पाया है। यूरेनियम (92^U) के बाद वाले तत्त्वों को 'परायूरेनियम तत्त्व' कहते हैं।

तत्त्वों के आवर्ती गुण तत्त्वों के गुणधर्मों में आवर्तिता

भौतिक गुणधर्मों की प्रवृत्ति :- तत्त्वों के भौतिक गुण जैसे-गलनांक, क्वथनांक, गलन एवं वाष्पीकरण ऊष्मा, परमाणुकरण की ऊर्जा आदि सभी आवर्ती परिवर्तन दर्शाते हैं।

इस भाग में हम परमाणु एवं आयनिक त्रिज्याएँ, आयनन एंथैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी तथा विद्युत ऋणात्मकता में आवर्ती परिवर्तन के बारे में जानेंगे।



परमाणु त्रिज्या में आवर्तिता

एक परमाणु के बाह्यतम इलेक्ट्रॉन तथा नाभिक के बीच की दूरी को परमाणु त्रिज्या कहते हैं।

1. वर्ग में परमाणु त्रिज्या का मान बढ़ता है तथा आवर्त में परमाणु त्रिज्या का मान कम होता है
2. आवर्त सारणी के किसी आवर्त में क्षार धातुओं का परमाणु आकार अधिकतम तथा हैलोजनों का परमाणु आकार न्यूनतम होता है।
3. धात्विक परमाणुओं में परमाणु त्रिज्या को धात्विक त्रिज्या कहा जाता है।

4. उत्कृष्ट गैसों बन्ध नहीं बनाती अतः इनकी परमाणु त्रिज्या के स्थान पर वान्डर वाल त्रिज्या ज्ञात की जाती है। वान्डर वाल त्रिज्या, परमाणु त्रिज्या से हमेशा अधिक होती है।
5. धनायन की त्रिज्या हमेशा संगत परमाणु की त्रिज्या से कम होती है जबकि ऋणायन की त्रिज्या संगत परमाणु की त्रिज्या से अधिक होती है।
6. समइलेक्ट्रॉनीय स्पीशीज में अधिक धनावेशित स्पीशीज की त्रिज्या न्यूनतम तथा अधिक ऋणावेशित स्पीशीज की त्रिज्या अधिकतम होती है।

आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी तथा विद्युत-ऋणात्मकता में आवर्तिता की प्रवृत्ति पाई जाती है

आयनन एन्थैल्पी में आवर्तिता

किसी तत्त्व की तलस्थ अवस्था में एक मोल विलगित गैसीय परमाणु में से बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को पृथक् करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को आयनन एन्थैल्पी कहते हैं।

किसी तत्त्व की विभिन्न आयनन एन्थैल्पी (I.E.)

मानों में क्रम निम्न प्रकार होता है

$$\text{III I.E.} > \text{II I.E.} > \text{I I.E.}$$

आवर्त सारणी में He की आयनन एन्थैल्पी अधिकतम तथा Cs की आयनन एन्थैल्पी न्यूनतम होती है।

आयनन एन्थैल्पी को प्रभावित करने वाले कारक निम्नलिखित हैं

1. परमाणु आकार $\propto 1/\text{आयनन एन्थैल्पी}$
2. प्रभावी नाभिकीय आवेश $\propto 1/\text{आयनन एन्थैल्पी}$
3. परिरक्षण प्रभाव $\propto 1/\text{आयनन एन्थैल्पी}$
4. कक्षकों की भेदन क्षमता $\propto \text{आयनन एन्थैल्पी}$
5. अर्धपूरित तथा पूर्णपूरित कक्षकों का स्थायित्व $\propto \text{आयनन एन्थैल्पी}$
 - जिन धातुओं की आयनन एन्थैल्पी कम होती है उनकी क्रियाशीलता तथा धात्विक गुण अधिक होता है तथा वे अच्छे अपचायक भी होते हैं।
 - क्षार धातु +1 तथा क्षारीय मृदा धातु +2 ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं।

- हाइड्रॉक्साइडों तथा ऑक्साइडों का क्षारीय गुण वर्ग में बढ़ता है जबकि आवर्त कम होता है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी में आवर्तिता

किसी तत्त्व की तलस्थ अवस्था में एक मोल विलगित गैसीय परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन में परिवर्तित होने पर उत्सर्जित ऊर्जा को इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहते हैं।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी को ऋणात्मक माना जाता है क्योंकि इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर ऊर्जा का उत्सर्जन होता है लेकिन द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक होती है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी (EGE) को प्रभावित करने वाले कारक निम्नलिखित हैं

1. परमाण्वीय आकार $\propto 1/ EGE$
 2. प्रभावी नाभिकीय आवेश $\propto E.G.E.$
 3. परिरक्षण प्रभाव $\propto 1/ EGE$
 4. अर्धपूरित तथा पूर्णपूरित कक्षकों का स्थायित्व $\propto 1/ EGE$
- द्वितीय आवर्त के तत्त्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी तृतीय आवर्त के तत्त्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी से कम ऋणात्मक होती है।
 - आवर्त सारणी में क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिकतम ऋणात्मक होती है।
 - उत्कृष्ट गैसों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी मान अत्यधिक धनात्मक होता है क्योंकि इनमें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती है।
 - नाइट्रोजन तथा फास्फोरस की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी क्रमशः कार्बन तथा सिलिकन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी से कम ऋणात्मक होती
 - इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी सामान्यतः आवर्त में अधिक ऋणात्मक तथा वर्ग में कम ऋणात्मक होती जाती है।

विद्युत ऋणात्मकता में आवर्तिता

किसी परमाणु की सहसंयोजी बंध के इलेक्ट्रॉन युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति को विद्युत ऋणात्मकता कहते हैं।

आयनन एन्थैल्पी तथा विद्युत ऋणात्मकता प्रायः आवर्त में बढ़ती है तथा वर्ग में कम होती है।

विद्युत ऋणता (E.N.) को प्रभावित करने वाले कारक निम्नलिखित हैं

1. परमाण्वीय आकार $\propto 1/ E.N.$
 2. प्रभावी नाभिकीय आवेश $\propto E.N.$
 3. परिरक्षण प्रभाव $\propto 1/ E.N.$
 4. ऑक्सीकरण अंक $\propto E.N.$
 5. संकरण में s गुण $\propto E.N.$
- विद्युत ऋणता किसी तत्त्व के अधातु गुण का माप होती है।
 - आवर्त सारणी में फ्लुओरीन (F) की विद्युत ऋणता अधिकतम होती है।
 - उत्कृष्ट गैसों की विद्युत ऋणता शून्य होती है।
 - विद्युत ऋणता के मापन हेतु भिन्न-भिन्न वैज्ञानिकों ने भिन्न-भिन्न मापक्रम दिए हैं, जैसे – मुलिकन मापक्रम, आलरेड-रोशो मापक्रम तथा पॉलिंग मापक्रम।
 - विद्युत ऋणता की सहायता से सहसंयोजी बन्ध की ध्रुवता, बन्ध सामर्थ्य तथा बन्ध लम्बाई इत्यादि ज्ञात की जाती है।

NCERT SOLUTIONS

अभ्यास (पृष्ठ संख्या 95-99)

प्रश्न 1 आवर्त सारणी में व्यवस्था का भौतिक आधार क्या है?

उत्तर- आवर्त सारणी में व्यवस्था का भौतिक आधार समान गुणधर्म (भौतिक तथा रासायनिक गुण) वाले तत्वों को एकसाथ एक ही वर्ग में रखना है। चूंकि तत्वों के ये गुणधर्म मुख्यतः उनके संयोजी कोश के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर निर्भर करते हैं। अतः किसी समूह के तत्वों के परमाणुओं के संयोजी कोश विन्यास समान होते हैं।

प्रश्न 2 मेंडलीव ने किस महत्त्वपूर्ण गुणधर्म को अपनी आवर्त सारणी में तत्वों के वर्गीकरण का आधार बनाया? क्या वे उस पर दृढ़ रह पाए?

उत्तर- मेंडलीव ने परमाणु भार को, तत्वों के वर्गीकरण का आधार माना तथा तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु भार के क्रम में व्यवस्थित किया। वह अपने आधार पर निष्ठापूर्वक दृढ़ रहे तथा उन्होंने उन तत्वों के लिए रिक्त स्थान छोड़ा जो उस समय ज्ञात नहीं थे तथा उनके परमाणु भारों के आधार पर, उनके लक्षणों या गुणों की भविष्यवाणी की। उनकी भविष्यवाणियाँ उन तत्वों की खोज होने पर सत्य पायी गयीं।

प्रश्न 3 मेंडलीव के आवर्त नियम और आधुनिक आवर्त नियम में मौलिक अन्तर क्या है?

उत्तर- मेंडलीव का आवर्त नियम तत्वों के परमाणु भारों पर आधारित है, जबकि आधुनिक आवर्त नियम तत्वों के परमाणु क्रमांकों पर आधारित है। इस प्रकार मौलिक अन्तर वर्गीकरण का आधार है।

प्रश्न 4 क्वाण्टम संख्याओं के आधार पर यह सिद्ध कीजिए कि आवर्त सारणी के छठवें आवर्त में 32 तत्व होने चाहिए।

उत्तर- आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में प्रत्येक आवर्त एक नई कक्षा के भरने से प्रारम्भ होता है। छठवाँ आवर्त (मुख्य क्वाण्टम संख्या = 6) $n = 6$ से प्रारम्भ होता है। इस कक्ष के लिए, $n = 6$ तथा $l = 0, 1, 2$ तथा 3 होगा (उच्च मान आदेशित नहीं है)।

इस प्रकार, उपकक्षाएँ 6s, 6p, 6d तथा 6 इलेक्ट्रॉनों के समावेशन के लिए उपलब्ध हैं। किन्तु ऑफबाऊ के नियमानुसार 6d तथा 6f-उपकक्षाओं की ऊर्जा 7s-उपकक्षाओं की तुलना में अधिक होती है। इसलिए यह कक्षाएँ 7s उपकक्षाओं के भरने तक नहीं भरती हैं। इसके अतिरिक्त 5d तथा 4 उपकक्षाओं की ऊर्जाएँ 6p उपकक्षाओं से कम होती हैं। इसलिए, छठवें आवर्त में, इलेक्ट्रॉन्स केवल 6s, 4,5d तथा 6p उपकक्षाओं में भरते हैं। इन उपकक्षाओं में इलेक्ट्रॉन्स की संख्याएँ क्रमशः 2, 14, 10 तथा 6 होती हैं, अर्थात् कुल 32 इलेक्ट्रॉन्स होते हैं। इसी कारण छठवें आवर्त में 32 तत्व होते।

प्रश्न 5 आवर्त और वर्ग के पदों में यह बताइए कि $Z = 14$ कहाँ स्थित होगा?

उत्तर- $Z = 114$ तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्न है-

$X(Z=114): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2 7p^2$

$X(Z=114): [Rn]5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^2$

यह स्पष्ट है कि दिया तत्व एक सामान्य तत्व है तथा आवर्त सारणी के p-ब्लॉक से सम्बन्धित है। चूँकि इस तत्व में $n = 7$ कक्ष में इलेक्ट्रॉन उपस्थित हैं, अतः यह आवर्त सारणी के सातवें आवर्त में स्थित होगा। इसके अतिरिक्त समूह की संख्या = 10+ संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 10 + 4 = 14 अतः दिया गया तत्व सातवें आवर्त में तथा समूह 14 में स्थित है।

प्रश्न 6 उस तत्व का परमाणु क्रमांक लिखिए, जो आवर्त सारणी में तीसरे आवर्त और 17वें वर्ग में स्थित होता है।

उत्तर- तीसरे आवर्त में केवल 3 तथा 3p-कक्षाएँ भरती हैं। अतः आवर्त में केवल दो तथा छः p-ब्लॉक के तत्व होते हैं। तीसरा आवर्त $Z = 11$ से प्रारम्भ होकर $Z = 18$ पर समाप्त होता है। अतः $Z=11$ तथा $Z= 12$ के तत्व -ब्लॉक में स्थित होंगे। अगले छः तत्व $Z = 13$ (समूह 13) से $Z =$

18 (समूह 18)p-ब्लॉक के तत्त्व हैं। इसलिए वह तत्त्व जो 17वें समूह में स्थित है उसका परमाणु क्रमांक $Z = 17$ होगा।

प्रश्न 7 कौन-से तत्त्व का नाम निम्नलिखित द्वारा दिया गया है?

- लॉरेन्स बर्कले प्रयोगशाला द्वारा।
- सी बोर्ग समूह द्वारा।

उत्तर-

- लॉरेन्सियम (Lawrencium) ($Z = 103$) तथा बर्केलियम (Berkelium) ($Z = 97$)
- सीबोर्गीयम (Seaborgium) ($Z = 106$)

प्रश्न 8 एक ही वर्ग में उपस्थित तत्त्वों के भौतिक और रासायनिक गुणधर्म समान क्यों होते हैं?

उत्तर- एक ही वर्ग में उपस्थित तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान होते हैं अर्थात् उनकी संयोजी कक्षा में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। इसी कारण से एक ही वर्ग में उपस्थित तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणधर्म समान होते हैं।

प्रश्न 9 'परमाणु त्रिज्या' और 'आयनिक त्रिज्या' से आप क्या समझते हैं?

उत्तर- परमाणु त्रिज्या से तात्पर्य परमाणु का आकार है, जो परमाणु के नाभिक के केन्द्र से बाह्यतम कक्षा के इलेक्ट्रॉन की दूरी के बराबर मानी जाती है। किसी आयन की 'आयनिक त्रिज्या' उसके नाभिक तथा उस बिन्दु के मध्य की दूरी को माना जाता है जिस पर नाभिक का प्रभाव आयन के इलेक्ट्रॉन मेघ पर प्रभावी होता है।

प्रश्न 10 किसी वर्ग या आवर्त में परमाणु त्रिज्या किस प्रकार परिवर्तित होती है? इस परिवर्तन की व्याख्या आप किस प्रकार करेंगे?

उत्तर- आवर्त में परमाणु त्रिज्याएँ (Atomic Radii in Periods) किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ चलने पर परमाणु त्रिज्याएँ नियमित क्रम में क्षार धातु से हैलोजेन तक घटती हैं, क्योंकि नाभिकीय आवेश बढ़ने के साथ-साथ बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों की संख्या भी बढ़ती है, फलस्वरूप बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित करने की क्षमता भी बढ़ती है। इस कारण

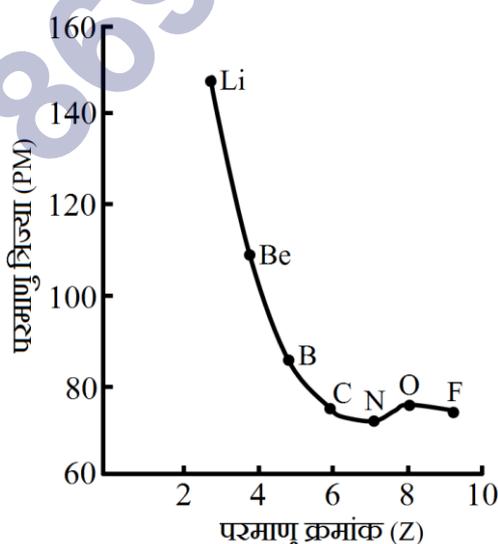
इनकी नाभिक व बाह्यतम कोशों के बीच की दूरी क्रमशः घटती है, अतः परमाणु त्रिज्या घटती है। (यह ध्यान देने योग्य है कि यहाँ उत्कृष्ट गैसों की परमाणु त्रिज्या पर विचार नहीं किया जा रहा है। एकल परमाणु होने के कारण उनकी आबन्धित त्रिज्या बहुत अधिक है। इसलिए उत्कृष्ट गैसों की तुलना दूसरे तत्वों की सहसंयोजक त्रिज्या से न करके वाण्डरवाल्स त्रिज्या से करते हैं।)

कुछ तत्वों के लिए परमाणु त्रिज्या का मान निम्नांकित सारणी-1 में दिया गया है-

आवर्त में परमाणु त्रिज्या के मान (पिकोमीटर, pm में) [Value of atomic radii in period (in pm)]

परमाणु (आवर्त-II)	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु त्रिज्या	152	111	88	77	70	74	72
परमाणु (आवर्त-III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु त्रिज्या	186	160	143	117	110	104	99

द्वितीय आवर्त में परमाणु त्रिज्या में परमाणु क्रमांक के साथ परिवर्तन चित्र में प्रदर्शित वक्र द्वारा और अधिक स्पष्ट होता है। वक्र में स्पष्ट प्रदर्शित है कि नितान्त बाईं ओर स्थित क्षार धातु (Li) की परमाणु त्रिज्या अधिकतम तथा नितान्त दाईं ओर स्थित हैलोजेन (F) की परमाणु त्रिज्या का मान न्यूनतम है।



द्वितीय आवर्त में परमाणु क्रमांक के साथ तत्वों की परमाणु त्रिज्या में परिवर्तन।

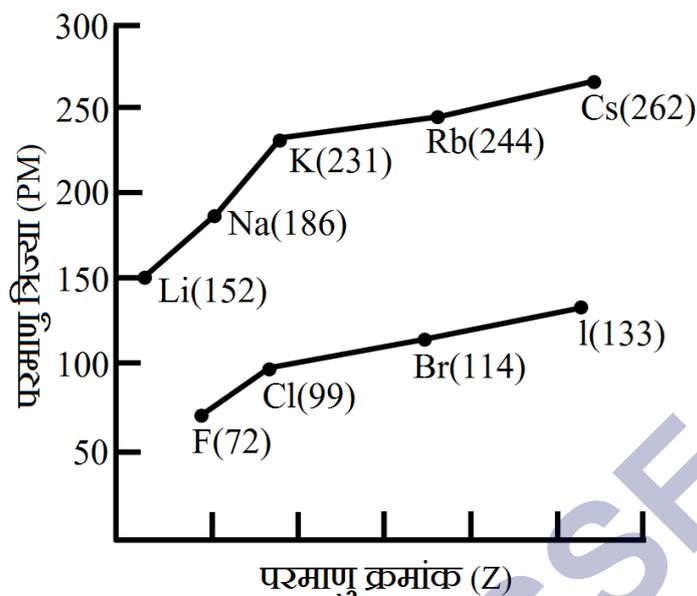
वर्ग में परमाणु त्रिज्याएँ (Atomic radii in Groups)- किसी वर्ग में ऊपर से नीचे चलने पर परमाणु त्रिज्याएँ बढ़ती हैं; क्योंकि जैसे-जैसे नाभिकीय आवेश बढ़ता है, इलेक्ट्रॉनिक कोशों की संख्या बढ़ती जाती है, फलस्वरूप बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनों को आकर्षित करने की क्षमता घटती है; अतः परमाणु त्रिज्या बढ़ती है।

निम्नांकित सारणी-2 में धातुओं तथा हैलोजेन तत्वों के लिए परमाणु त्रिज्याएँ दी गई हैं-

वर्ग में परमाणु त्रिज्या का मान (पिकोमीटर, pm में) [Value of atomic radii in period (in pm)]

परमाणु (वर्ग 1)	परमाणु त्रिज्या	परमाणु (वर्ग 17)	परमाणु त्रिज्या
Li	152	F	72
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140

वर्ग में परमाणु क्रमांकों के साथ क्षार धातुओं तथा हैलोजेनों की परमाणु त्रिज्याओं में परिवर्तन चित्र में प्रदर्शित वक्र द्वारा और अधिक स्पष्ट होता है। मानों से यह स्पष्ट है कि लीथियम (Li) की परमाणु त्रिज्या न्यूनतम तथा सीजियम (Cs) की अधिकतम है। इसी प्रकार हैलोजेनों में फ्लुओरीन (F) की परमाणु त्रिज्या न्यूनतम तथा आयोडीन (I) की अधिकतम है।



परमाणु क्रमांकों के साथ क्षारीय धातुओं तथा हैलोजनों की परमाणु त्रिज्याओं में परिवर्तन।

प्रश्न 11 समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज से आप क्या समझते हैं? एक ऐसी स्पीशीज का नाम लिखिए, जो निम्नलिखित परमाणुओं या आयनों के साथ समइलेक्ट्रॉनिक होगी-

- F^-
- Ar
- Mg^{2+}
- Rb^+

उत्तर- वे स्पीशीज (विभिन्न तत्त्वों के आयन या परमाणु) जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है। लेकिन नाभिकीय आवेश भिन्न होता है, समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज कहलाती हैं।

F^- में $10(9 + 1 = 10)$ इलेक्ट्रॉन हैं। इसकी समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज $N^{3-}(7 + 3 = 10)$, $O^{2-}(8 + 2 = 10)$, Ne(10), $Na^+(11 - 1 = 10)$, $Al^{3+}(13 - 3 = 10)$ आदि हैं।

Ar में 18 इलेक्ट्रॉन हैं। इसकी समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज $P^{3-}(15+3 = 18)$, $S^{2-}(16 + 2 = 18)$, $Cl^-(17 + 1 = 18)$, $K^+(19 - 1 = 18)$, $Ca^{2+}(20 - 2 = 18)$ आदि हैं।

Mg^{2+} में 10 इलेक्ट्रॉन ($12 - 2 = 10$) हैं। इसकी समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज $N^{3-}(7 + 3 = 10)$, $O^{2-}(8 + 2 = 10)$, $F^-(9 + 1 = 10)$, Ne(10), $Na^+(11 - 1 = 10)$ आदि हैं।

Rb⁺ में 36 इलेक्ट्रॉन (37 - 1 = 36) है। इसकी समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज Br⁻(35 + 1 = 36), Kr(36), Sr²⁺(38 - 2 = 36) आदि है।

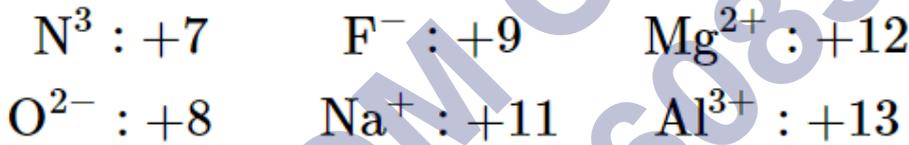
प्रश्न 12 निम्नलिखित स्पीशीज पर विचार कीजिए-

N³⁻, O²⁻, F⁻, Na⁺, Mg²⁺ तथा Al³⁺

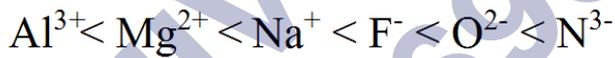
- इनमें क्या समानता है?
- इन्हें आयनिक त्रिज्या के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित कीजिए।

उत्तर-

- दी गई प्रत्येक स्पीशीज में 10 इलेक्ट्रॉन हैं। अतः ये सब समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज हैं।
- समइलेक्ट्रॉनिक आयनों की आयनिक त्रिज्या, परमाणु आवेश के बढ़ने के साथ घटती है। दी गई स्पीशीज में परमाणु आवेश निम्नवत हैं।



अतः इनका परमाणु त्रिज्याओं का बढ़ता क्रम निम्नवत है।



आयनिक त्रिज्या बढ़ती है

प्रश्न 13 धनायन अपने जनक परमाणुओं से छोटे क्यों होते हैं और ऋणायनों की त्रिज्या उनके जनक परमाणुओं की त्रिज्या से अधिक क्यों होती है? व्याख्या कीजिए।

उत्तर- जनक परमाणुओं से एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों के निकलने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है। इस प्रकार बचे हुए इलेक्ट्रॉन अधिक नाभिकीय आकर्षण का अनुभव करते हैं।

परिणामस्वरूप त्रिज्या घटती है। इसी कारण धनायन की त्रिज्या उनके जनक परमाणु से छोटी होती है। दूसरी ओर, जनक परमाणुओं में एक या अधिक इलेक्ट्रॉन बढ़ने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश घटता है। इस प्रकार, इलेक्ट्रॉन कम नाभिकीय आकर्षण या खिंचाव अनुभव करते हैं।

परिणामस्वरूप त्रिज्या बढ़ती है। इसी कारण से ऋणायनों की त्रिज्या उनके जनक परमाणुओं की त्रिज्या से अधिक होती है।

प्रश्न 14 आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी को परिभाषित करने में विलगित गैसीय परमाणु तथा 'आद्य अवस्था' पदों की सार्थकता क्या है?

उत्तर- किसी परमाणु के नाभिक द्वारा उसमें उपस्थित इलेक्ट्रॉनों पर आरोपित बल काफी मात्रा में अणु में उपस्थित अन्य परमाणुओं तथा पड़ोसी परमाणुओं की उपस्थिति पर निर्भर करता है। चूंकि इस बल का परिमाण आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मानों को निर्धारित करता है, अतः इन्हें विलगित परमाणुओं के लिए परिभाषित करना आवश्यक है। एक अकेले परमाणु को विलगित करना सम्भव नहीं है। चूंकि गैसीय अवस्था में परमाणु (या अणु) काफी अलग होते हैं, आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी गैसीय परमाणुओं के लिए परिभाषित की जाती है तथा यह माना जाता है कि वे विलगित हैं। इसके अतिरिक्त आद्य अवस्था (ground state) निम्नतम ऊर्जा की अवस्था अर्थात् सबसे अधिक स्थाई अवस्था को निर्देशित करती है। यदि परमाणु उत्तेजित अवस्था में है, तो इसकी ऊर्जा का एक निश्चित मान होगा और इस अवस्था में आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मान भिन्न होंगे। अतः आयनन एन्थैल्पी तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी को परिभाषित करते समय एक गैसीय परमाणु को आद्य अवस्था में स्थित होना आवश्यक है।

प्रश्न 15 हाइड्रोजन परमाणु में आद्य अवस्था में इलेक्ट्रॉन की ऊर्जा $-2.18 \times 10^{-18} \text{J}$ है। परमाणविक हाइड्रोजन की आयनन एन्थैल्पी J-mol^{-1} के पदों में परिकलित कीजिए।

उत्तर- हाइड्रोजन परमाणु की आद्य अवस्था से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा,

$$= E_{\infty} - E = 0 - (-2.18 \times 10^{-18})$$

$$= 2.18 \times 10^{-18} \text{J-atom}^{-1}$$

परमाणविक हाइड्रोजन की आयनन एन्थैल्पी,

$$= 2.18 \times 10^{-18} \times 6.022 \times 10^{23} \text{J-mol}^{-1}$$

$$= 1.313 \times 10^6 \text{J-mol}^{-1}$$

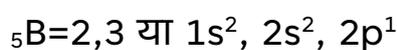
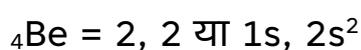
प्रश्न 16 द्वितीय आवर्त के तत्वों में वास्तविक आयनन एन्थैल्पी का क्रम इस प्रकार है-

$\text{Li} < \text{B} < \text{Be} < \text{C} < \text{O} < \text{N} < \text{F} < \text{Ne}$ व्याख्या कीजिए कि-

- Be की $\Delta_i H$, B से अधिक क्यों है?
- की $\Delta_i H$, N और F से कम क्यों है?

उत्तर-

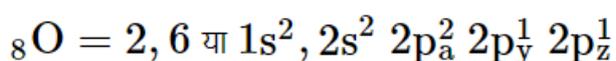
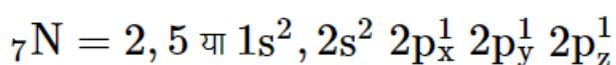
- Be तथा B के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्नांकित प्रकार हैं-



बोरॉन (B) में, इसके एक 2p कक्षक में एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन है। बेरिलियम (Be) में युग्मित: इलेक्ट्रॉनों वाले पूर्ण-पूरित 1s तथा 2s कक्षक हैं।

जब हम एक ही मुख्य क्वाण्टम ऊर्जा स्तर पर विचार करते हैं तो 5-इलेक्ट्रॉन p-इलेक्ट्रॉन की तुलना में नाभिक की ओर अधिक आकर्षित होता है। बेरिलियम में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन, जो अलग किया जाएगा, वह 5-इलेक्ट्रॉन होगा, जबकि बोरॉन में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन (जो अलग किया जाएगा) p-इलेक्ट्रॉन होगा। उल्लेखनीय है कि नाभिक की ओर 2-इलेक्ट्रॉन का भेदन (penetration) 2p-इलेक्ट्रॉन की तुलना में अधिक होता है। इस प्रकार बोरॉन का 2p-इलेक्ट्रॉन बेरिलियम के 2-इलेक्ट्रॉन की तुलना में आन्तरिक क्रोड इलेक्ट्रॉनों द्वारा अधिक परिरक्षित होता है। चूंकि बेरिलियम के 2s-इलेक्ट्रॉन की तुलना में बोरॉन को 2p-इलेक्ट्रॉन अधिक सरलता से पृथक् हो जाता है, अतः बेरिलियम की तुलना में बोरॉन की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) का मान कम होगा।

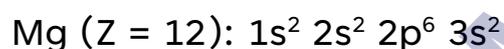
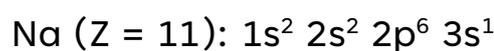
- नाइट्रोजन तथा ऑक्सीजन के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्नांकित प्रकार हैं-



स्पष्ट है कि नाइट्रोजन में तीनों बाह्यतम 2p-इलेक्ट्रॉन विभिन्न p-कक्षकों में वितरित हैं (हुण्ड का नियम), जबकि ऑक्सीजन के चारों 2p-इलेक्ट्रॉनों में से दो 2p-इलेक्ट्रॉन एक ही 2p-ऑर्बिटल में हैं; फलतः इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण बढ़ जाता है। फलस्वरूप नाइट्रोजन के तीनों 2p-इलेक्ट्रॉनों में से एक इलेक्ट्रॉन पृथक् करने की तुलना में ऑक्सीजन के चारों 2p-इलेक्ट्रॉनों में से चौथे इलेक्ट्रॉन को पृथक् करना सरल हो जाता है; अतः 6 की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) का मान N से कम होता है। यही स्पष्टीकरण F के लिए भी दिया जा सकता है।

प्रश्न 17 आप इस तथ्य की व्याख्या किस प्रकार करेंगे कि सोडियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी मैग्नीशियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी से कम है, किन्तु इसकी द्वितीय आयनन एन्थैल्पी मैग्नीशियम की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी से अधिक है?

उत्तर- Na तथा Mg के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्न हैं-



चूँकि सोडियम (+11) में मैग्नीशियम (+12) की तुलना में कम नाभिकीय आवेश है, सोडियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी मैग्नीशियम की तुलना में कम होगी। प्रथम इलेक्ट्रॉन निकलने के बाद, सोडियम Na^+ आयन में परिवर्तित हो जाता है तथा मैग्नीशियम Mg^+ में। इनका इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्न प्रकार से होगा-



Na^+ आयन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निऑन के समान एक बहुत अधिक स्थाई इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, है। इसलिए Na^+ आयन से Mg की तुलना में इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होगी। इसी कारण से सोडियम की द्वितीय आयनन एन्थैल्पी, मैग्नीशियम की तुलना में अधिक होती है।

प्रश्न 18 मुख्य समूह तत्वों में आयनन एन्थैल्पी के किसी समूह में नीचे की ओर कम होने के कौन-से कारक हैं?

उत्तर- मुख्य समूह तत्वों में आयनन एन्थैल्पी के किसी समूह में नीचे की ओर कम होने के विभिन्न कारक निम्नलिखित हैं-

- समूह में नीचे जाने पर नाभिकीय आवेश बढ़ता है।
- समूह में नीचे जाने पर प्रत्येक तत्व में नए कोश जुड़ जाने के कारण परमाणु आकार बढ़ जाते।
- समूह में नीचे जाने पर आन्तरिक इलेक्ट्रॉनों की संख्या बढ़ जाती है। इससे बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों पर आवरण-प्रभाव घट जाता है।

परमाणु आकार में वृद्धि तथा आवरण-प्रभाव का संयुक्त प्रभाव नाभिकीय आवेश में वृद्धि के प्रभाव से अधिक हो जाता है। ये प्रभाव इस प्रकार कार्य करते हैं कि नाभिक तथा बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों के मध्य आकर्षण बल कम हो जाता है। परिणामस्वरूप समूह में नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी कम हो जाती है।

प्रश्न 19 वर्ग 13 के तत्वों की प्रथम आयनन एन्थैल्पी के मान ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) में इस प्रकार हैं-

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

सामान्य से इस विचलन की प्रवृत्ति की व्याख्या आप किस प्रकार करेंगे?

उत्तर- सामान्य परम्परा के अनुसार वर्ग 13 में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी घटती है। लेकिन Ga तथा Tl इसके अपवाद हैं। d तथा इलेक्ट्रॉनों का परिरक्षण प्रभाव (shielding effect) 5 तथा 2 इलेक्ट्रॉनों की तुलना में कम होता है। Ga में 3d इलेक्ट्रॉन होते हैं, जबकि Tl में 5d तथा 4f इलेक्ट्रॉन होते हैं। कम परिरक्षण प्रभाव के कारण, Ga तथा Tl परमाणुओं के नाभिक संयोजी इलेक्ट्रॉन को मजबूती से बाँधे रखते हैं। इसी कारण से पड़ोसी तत्वों की तुलना में इनकी आयनन एन्थैल्पी अधिक होती है।

प्रश्न 20 तत्वों के निम्नलिखित युग्मों में किस तत्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होगी?

- या F
- F या Cl

उत्तर-

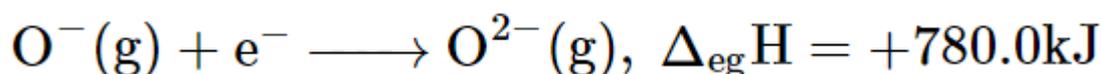
- F की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होगी। O से F तक जाने में, परमाणु आकार घटता है तथा नाभिकीय आवेश बढ़ता है। ये दोनों कारक फ्लुओरीन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के मान को अधिक ऋणात्मक बनाते हैं क्योंकि ये आने वाले इलेक्ट्रॉन के लिए नाभिकीय आकर्षण में वृद्धि करते हैं।
- Cl की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है।

प्रश्न 21 आप क्या सोचते हैं कि O की द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के समान धनात्मक, अधिक ऋणात्मक या कम ऋणात्मक होगी? अपने उत्तर की पुष्टि कीजिए।

उत्तर- ऑक्सीजन (O) की द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक होती है। उदासीन ऑक्सीजन परमाणु में प्रथम इलेक्ट्रॉन के जुड़ने पर ऊर्जा का निष्कासन होता है तथा प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ऋणात्मक होती है।



और अधिक इलेक्ट्रॉन के जुड़ने के लिए ऊर्जा का अवशोषण आवश्यक है।



इसका कारण यह है कि ऋण आवेशित O^- आयन तथा आने वाले इलेक्ट्रॉन के बीच प्रबल विद्युत स्थैतिक प्रतिकर्षण होता है। इस स्थिति में इलेक्ट्रॉन को जोड़ने के लिए ऊर्जा का अवशोषण

आवश्यक है जो विद्युत स्थैतिक प्रतिकर्षण पर विजय प्राप्त करता है। इसी कारण से ऑक्सीजन की द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी धनात्मक होती है।

प्रश्न 22 इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन ऋणात्मकता में क्या मूल अन्तर है?

उत्तर- इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी किसी विलगित गैसीय परमाणु की एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति को संदर्भित करती है, जबकि विद्युत ऋणात्मकता किसी परमाणु के द्वारा सहसंयोजक बंध में साझे के युग्मित इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर खींचने की प्रवृत्ति है। इस प्रकार ये दोनों गुण एक-दूसरे से बिल्कुल भिन्न हैं, जबकि दोनों एक परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की प्रवृत्ति को संदर्भित करते हैं।

प्रश्न 23 सभी नाइट्रोजन यौगिकों में N की विद्युत ऋणात्मकता पाऊलिंग पैमाने पर 3.0 है। आप इस कथन पर अपनी क्या प्रतिक्रिया देंगे?

उत्तर- यह कथन विवादास्पद है क्योंकि एक परमाणु की विद्युत ऋणात्मकता उसके सभी यौगिकों में स्थिर नहीं होती है। यह संकरण अवस्था तथा ऑक्सीकरण अवस्था के साथ बदलती है। उदाहरण के लिए, NO, तथा NO में N की विद्युत ऋणात्मकता, ऑक्सीकरण अवस्थाओं में भिन्नता के कारण, भिन्न होती है।

प्रश्न 24 उस सिद्धान्त का वर्णन कीजिए, जो परमाणु की त्रिज्या से सम्बन्धित होता है,

- जब वह इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है।
- जब वह इलेक्ट्रॉन का त्याग करता है।

उत्तर-

- जब परमाणु एक या अधिक इलेक्ट्रॉन प्राप्त करता है, तब ऋणायन बनता है। परमाणु के ऋणायन में परिवर्तन के दौरान एक या अधिक इलेक्ट्रॉन परमाणु के संयोजी कोश से जुड़ जाते हैं। नाभिकीय आवेश जनक परमाणु के समान ही रहता है। संयोजी कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या में वृद्धि, इलेक्ट्रॉनों द्वारा परस्पर परिरक्षण की अधिकता के कारण, प्रभावी नाभिकीय आवेश को कम कर देती है। परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन-मेघ विस्तृत हो जाता है अर्थात् आयनिक त्रिज्या बढ़ जाती है।

- ii. जब परमाणु एक या अधिक इलेक्ट्रॉनों का त्याग करता है, तब धनायन बनता है। इस प्रकार प्राप्त धनायन सदैव अपने जनक परमाणु से आकार में छोटा होता है। ऐसा निम्नलिखित कारणों से हो सकता है-
- **संयोजी कोश के विलोपन द्वारा (By elimination of valence shell)**- कुछ स्थितियों में, इलेक्ट्रॉन त्यागने पर संयोजी कोश को पूर्णतया विलोपन हो जाता है। बाह्यतम कोश विलुप्त होने के कारण धनायन के आकार में कमी आ जाती है।
 - **प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि के द्वारा (By increase in effective nuclear charge)**- धनायन में, इलेक्ट्रॉनों की संख्या जनक परमाणु से कम होती है। कुल नाभिकीय आवेश समान रहता है। यह प्रभावी नाभिकीय आवेश को बढ़ा देता है। परिणामस्वरूप, इलेक्ट्रॉन नाभिक से अधिक दृढ़ता से जुड़े रहते हैं जिससे इनके आकार में कमी आ जाती है।

प्रश्न 25 किसी तत्व के दो समस्थानिकों की प्रथम आयनन एन्थैल्पी समान होगी या भिन्न? आप क्या मानते हैं? अपने उत्तर की पुष्टि कीजिए।

उत्तर- किसी तत्व के दो समस्थानिकों की प्रथम आयनन एन्थैल्पी समान होगी क्योंकि इनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और प्रभावी नाभिकीय आवेश में कोई अन्तर नहीं होता है। इनमें केवल न्यूट्रॉनों की संख्या में अन्तर होता है जिसका आयनन एन्थैल्पी पर कोई प्रभाव नहीं पड़ता है।

प्रश्न 26 धातुओं और अधातुओं में मुख्य अन्तर क्या है?

उत्तर- धातुएँ विद्युत धनात्मक तत्त्व हैं तथा एक या अधिक संयोजी इलेक्ट्रॉनों को त्यागकर धनायनों का निर्माण करती हैं। ये एक अपचायक के रूप में कार्य करती हैं तथा इनकी आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉनिक लब्धि एन्थैल्पी तथा विद्युत ऋणात्मकता का मान कम होता है। ये बेसिक ऑक्साइड बनाती हैं। दूसरी तरफ, अधातुएँ विद्युत ऋणात्मक तत्त्व हैं तथा अपने संयोजी कक्ष में एक या अधिक इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन बनाने की प्रवृत्ति दर्शाती हैं। ये ऑक्सीकारक के रूप में कार्य करती हैं। इनकी आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी तथा विद्युत ऋणात्मकता के मान अधिक होते हैं। ये अम्लीय ऑक्साइड बनाती हैं।

प्रश्न 27 आवर्त सारणी का उपयोग करते हुए निम्नलिखित प्रश्नों के उत्तर दीजिए-

- उस तत्व का नाम बताइए, जिसके बाह्य उप-कोश में पाँच इलेक्ट्रॉन उपस्थित हों।
- उस तत्व का नाम बताइए, जिसकी प्रवृत्ति दो इलेक्ट्रॉनों को त्यागने की हो।
- उस तत्व का नाम बताइए जिसकी प्रवृत्ति दो इलेक्ट्रॉनों को प्राप्त करने की हो।
- उस वर्ग का नाम बताइए जिसमें सामान्य ताप पर धातु, अधातु, द्रव और गैस उपस्थित हों।

उत्तर-

- $F(1s^2 2s^2 2p^5)$
- $Mg(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2): Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$
- $O(1s^2 2s^2 2p^4): O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$
- द्रव धातुएँ : Hg (वर्ग 12) तथा Ga (वर्ग 13) हैं। द्रव अधातुएँ ब्रोमीन (वर्ग 17) हैं।
गैसीय अधातुएँ : फ्लुओरीन तथा क्लोरीन (वर्ग 17), ऑक्सीजन (वर्ग 16), नाइट्रोजन (वर्ग 15) इत्यादि।

प्रश्न 28 प्रथम वर्ग के तत्वों के लिए अभिक्रियाशीलता का बढ़ता हुआ क्रम इस प्रकार है-

$Li < Na < K < Rb < Cs$, जबकि वर्ग 17 के तत्वों में क्रम $F > Cl > Br > I$ है। इसकी व्याख्या कीजिए।

उत्तर- वर्ग 1 के तत्व विद्युत धनात्मक तत्व होते हैं तथा संयोजी इलेक्ट्रॉन को त्यागकर एकल धनात्मक धनायन बनाते हैं। इनकी क्रियाशीलता आयनन एन्थैल्पी के मान पर निर्भर करती है। यदि आयनन एन्थैल्पी का मान कम है तो क्रियाशीलता अधिक होती है। चूंकि वर्ग में नीचे जाने पर, आयनन एन्थैल्पी का मान घटता है, अतः प्रथम वर्ग के तत्वों की क्रियाशीलता वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ती है। (अर्थात् इस क्रम में, $Li < Na < K < Rb < Cs$ और $F > Cl > Br > I$)

प्रश्न 29 s-, p-, d और f- ब्लॉक के तत्वों का सामान्य बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिए।

उत्तर-

- s-ब्लॉक तत्वों का सामान्य बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^{1-2} (अर्थात् ns^1 या ns^2) होता है।

- ii. p-ब्लॉक तत्त्वों का सामान्य बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^{1-6} होता है।
- iii. d-ब्लॉक तत्त्वों का सामान्य बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ होता है।
- iv. f-ब्लॉक तत्त्वों का सामान्य बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}(n-1)4d^{0-1}ns^2$ होता है।

प्रश्न 30 तत्व, जिसका बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास निम्नलिखित है, का स्थान आवर्त सारणी में बताइए-

- i. ns^2np^4 , जिसके लिए $n = 3$ है।
- ii. $(n-1)d^2ns^2$, जब $n = 4$ है।
- iii. $(n-2)f^7(n-1)d^1ns^2$, जब $n = 6$ है।

उत्तर-

- i. दिया गया तत्व तीसरे आवर्त ($n = 3$) में उपस्थित है तथा इसके संयोजी कक्ष में $6(2 + 4)$ इलेक्ट्रॉन उपस्थित हैं। यह एक p-ब्लॉक तत्व है क्योंकि विभेदी (differentiating) इलेक्ट्रॉन p-उपकक्ष में प्रवेश करता है।
 \therefore वर्ग की संख्या = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 10 + 6 = 16
 इस प्रकार, यह तत्व तीसरे आवर्त तथा वर्ग 16 में स्थित है। यह सल्फर (S) है।
- ii. दिया गया तत्व चौथे आवर्त ($n = 4$) में स्थित है। यह एक d-ब्लॉक तत्व है क्योंकि d-उपकोश अपूर्ण है।
 \therefore वर्ग की संख्या = 2 + $(n-1)d$ इलेक्ट्रॉनों की संख्या = 2 + 2 = 4
 इस प्रकार यह तत्व चौथे आवर्त तथा समूह 4 में स्थित है। यह Ti (टाइटैनीयम) है।
- iii. दिया गया तत्व छठवें आवर्त में स्थित है। यह एक f-ब्लॉक तत्व है क्योंकि विभेदी इलेक्ट्रॉन $(n-2)f$ उपकक्ष में प्रवेश करता है। यह तत्व वर्ग 3 में स्थित है क्योंकि सभी f-ब्लॉक के तत्वों को तीसरे वर्ग में रखा गया है। यह तत्व Gd (gadolinium) है।

प्रश्न 31 कुछ तत्वों की प्रथम $\Delta_i H_1$ और द्वितीय $\Delta_i H_2$ आयनन एन्थैल्पी (kJ mol^{-1} में) और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ($\Delta_{eg} H$) (kJ mol^{-1} में) निम्नलिखित है-

तत्व	ΔH_1	ΔH_2	$\Delta_{eg} H$
I	520	7300	-60
II	419	3051	-48
III	1681	3374	-328
IV	1008	1846	-295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	-40

ऊपर दिए गए तत्वों में से कौन-सी-

- iv. सबसे कम अभिक्रियाशील धातु है?
- v. सबसे अधिक अभिक्रियाशील धातु है?
- vi. सबसे अधिक अभिक्रियाशील अधातु है?
- vii. सबसे कम अभिक्रियाशील अधातु है?
- viii. ऐसी धातु है, जो स्थायी द्विअंगी हैलाइड (binary halide), जिनका सूत्र MX_2 , ($X =$ हैलोजेन) है, बनाता है।
- ix. ऐसी धातु, जो मुख्यतः MX ($X =$ हैलोजेन) वाले स्थायी सहसंयोजी हैलाइड बनाती है।

उत्तर-

- i. तत्त्व V, क्योंकि इस प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान सर्वाधिक है तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान धनात्मक है। यह कर्म क्रियाशील धातु है। यह एक उत्कृष्ट गैस होनी चाहिये।
- ii. तत्त्व II, क्योंकि इसकी प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान न्यूनतम तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान कम है। इसे अधिक क्रियाशील धातु होना चाहिए। यह एक क्षारीय धातु होनी चाहिए।

- iii. **तत्व III**, क्योंकि इसकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान उच्च ऋणात्मक तथा प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान पर्याप्त उच्च है। यह एक हैलोजन (halogen) होना चाहिए।
- iv. **तत्व IV**, क्योंकि इसकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान उच्च ऋणात्मक तथा प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान काफी कम है। इसे सबसे कम क्रियाशील अधातु होना चाहिए। यह सम्भवतः एक कम क्रियाशील हैलोजन है।
- v. **तत्व VI**, क्योंकि इसकी प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान यद्यपि कम है, लेकिन फिर भी क्षार धातुओं से अधिक है। इसे एक मृदा क्षारीय धातु होना चाहिए। यह MX, प्रकार के द्विअंगी हैलाइड का निर्माण करेगा।
- vi. **तत्व I**, क्योंकि इसकी प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान कम है लेकिन द्वितीय आयतन एन्थैल्पी का मान बहुत अधिक है। यह एक क्षारीय धातु है। यह Li होना चाहिए क्योंकि यह सूत्र MX का स्थायी सहसंयोजी हैलाइड बनाता है।

प्रश्न 32 तत्वों के निम्नलिखित युग्मों के संयोजन से बने स्थायी द्विअंगी यौगिकों के सूत्रों की प्रगुक्ति कीजिए-

- i. लीथियम और ऑक्सीजन।
- ii. मैग्नीशियम और नाइट्रोजन।
- iii. ऐलुमीनियम और आयोडीन।
- iv. सिलिकॉन और ऑक्सीजन।
- v. फॉस्फोरस और फ्लुओरीन।
- vi. 71वाँ तत्व और फ्लुओरीन।

उत्तर-

- i. लीथियम की संयोजकता ($2s^1$, वर्ग 1) 1 है, जबकि ऑक्सीजन ($2s^2 2p^4$, वर्ग 16) की 2 है। इसलिए, दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक Li_2O है।
- ii. मैग्नीशियम ($3s^2$, वर्ग 2) की संयोजकता 2 है, जबकि नाइट्रोजन ($2s^2 2p^3$, वर्ग 15) की संयोजकता 3 है। इसलिये दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक Mg_3N_2 है।

- iii. ऐलुमिनियम ($3s^2 3p^1$, समूह 13) की संयोजकता 3 है, जबकि आयोडीन ($5s^2, 5p^5$, वर्ग 17) की संयोजकता 1 है। इसलिए, दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक AlI_3 है।
- iv. सिलिकॉन ($3s^2 3p^2$, वर्ग 14) की संयोजकता 4 है, जबकि ऑक्सीजन ($2s^2 2p^4$, वर्ग 17) की संयोजकता 2 है। इसलिए दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक SiO_2 है।
- v. फॉस्फोरस ($3s^2 3p^3$, वर्ग 15) की संयोजकता 3 तथा 5 है, जबकि फ्लुओरीन ($2s^2 2p^4$, वर्ग 17) की संयोजकता 1 है। इसलिए, दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक PF_3 अथवा PF_5 है।
- vi. तत्व जिसका परमाणु क्रमांक $71(4f^{14} 5d^1 6s^2)$ है, एक लैन्थेनाइड है तथा ल्यूटीशियम: (Lu) है। यह वर्ग 3 में स्थित है। इसकी संयोजकता 3 है। फ्लुओरीन ($2s^2 2p^5$, वर्ग 17) की संयोजकता 1 है। इसलिए, दोनों के मध्य बना द्विअंगी यौगिक LuF है।

प्रश्न 33 आधुनिक आवर्त सारणी में आवर्त निम्नलिखित में से किसको व्यक्त करता है?

- परमाणु संख्या।
- परमाणु द्रव्यमान।
- मुख्य क्वाण्टम संख्या।
- दिगंशी क्वाण्टम संख्या।

उत्तर-

- मुख्य क्वाण्टम संख्या।

स्पष्टीकरण-

आधुनिक आवर्त सारणी में, प्रत्येक आवर्त एक नवीन कक्ष के भरने के साथ प्रारम्भ होता है।

प्रश्न 34 आधुनिक आवर्त सारणी के लिए निम्नलिखित के सन्दर्भ में कौन-सा कथन सही नहीं है।

- p-ब्लॉक में 6 स्तम्भ हैं, क्योंकि p-कोश के सभी कक्षक भरने के लिए अधिकतम 6 इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता होती है।

- b. d-ब्लॉक में 8 स्तम्भ हैं, क्योंकि d-उपकोश के कक्षक भरने के लिए अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता होती है।
- c. प्रत्येक ब्लॉक में स्तम्भों की संख्या उस उपकोश में भरे जा सकने वाले इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।
- d. तत्व के इलेक्ट्रॉन विन्यास को भरते समय अन्तिम भरे जाने वाले इलेक्ट्रॉन को उप-कोश उसके दिगंशी क्वाण्टम संख्या को प्रदर्शित करता है।

उत्तर-

- d. तत्व के इलेक्ट्रॉन विन्यास को भरते समय अन्तिम भरे जाने वाले इलेक्ट्रॉन को उप-कोश उसके दिगंशी क्वाण्टम संख्या को प्रदर्शित करता है।

d-ब्लॉक में 8 स्तम्भ हैं, क्योंकि d-उपकोश के कक्षक भरने के लिए अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉनों की आवश्यकता होती है।

स्पष्टीकरण-

4-ब्लॉक में 10 स्तम्भ हैं क्योंकि एक d-उपकक्ष में अधिकतम 10 इलेक्ट्रॉन ही व्यवस्थित हो सकते हैं।

प्रश्न 35 ऐसा कारक, जो संयोजकता इलेक्ट्रॉन को प्रभावित करता है, उस तत्व की रासायनिक, प्रवृत्ति भी प्रभावित करता है। निम्नलिखित में से कौन-सा कारक संयोजकता को प्रभावित नहीं करता?

- a. संयोजक मुख्य क्वाण्टम संख्या (n)।
- b. नाभिकीय आवेश (z)।
- c. नाभिकीय द्रव्यमान।
- d. क्रोड इलेक्ट्रॉनों की संख्या।

उत्तर-

- c. नाभिकीय द्रव्यमान।

स्पष्टीकरण-

नाभिकीय द्रव्यमान संयोजकता कोश को प्रभावित नहीं करता है।

प्रश्न 36 समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज F^- , Ne और Na^+ का आकार इनमें से किससे प्रभावित होता है?

- नाभिकीय आवेश (Z)।
- मुख्य क्वाण्टम संख्या (n)।
- बाह्य कक्षकों में इलेक्ट्रॉन-इलेक्ट्रॉन अन्योन्यक्रिया।
- ऊपर दिए गए कारणों में से कोई भी नहीं, क्योंकि उनका आकार समान है।

उत्तर-

- नाभिकीय आवेश (Z)।

स्पष्टीकरण-

समइलेक्ट्रॉनिक आयनों की त्रिज्या नाभिकीय आवेश के बढ़ने पर घटती है। दी गई समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज में विभिन्न नाभिकीय आवेश हैं और इस प्रकार उनके आकार भिन्न हैं। इनका आकार निम्न क्रम में घटता है-



प्रश्न 37 आयनन एन्थैल्पी के सन्दर्भ में निम्नलिखित में से कौन-सा गलत है?

- प्रत्येक उत्तरोत्तर इलेक्ट्रॉन से आयनन एन्थैल्पी बढ़ती है।
- क्रोड उत्कृष्ट गैस के विन्यास से जब इलेक्ट्रॉन को निकाला जाता है, तब आयनन एन्थैल्पी का मान अत्यधिक होता है।
- आयनन एन्थैल्पी के मान में अत्यधिक तीव्र वृद्धि संयोजकता इलेक्ट्रॉनों के विलोपन को व्यक्त करती है।
- कम n मान वाले कक्षकों से अधिक n मान वाले कक्षकों की तुलना में इलेक्ट्रॉनों को आसानी से निकाला जा सकता है।

उत्तर-

d. कम n मान वाले कक्षकों से अधिक n मान वाले कक्षकों की तुलना में इलेक्ट्रॉनों को आसानी से निकाला जा सकता है।

स्पष्टीकरण-

अधिक मान वाले कक्षकों से इलेक्ट्रॉनों को आसानी से निकाला जा सकता है, क्योंकि निकलने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होता है।

प्रश्न 38 B, Al, Mg, K तत्वों के लिए धात्विक अभिलक्षण का सही क्रम इनमें कौन-सा है?

- a. $B > Al > Mg > K$
- b. $Al > Mg > B > K$
- c. $Mg > Al > K > B$
- d. $K > Mg > Al > B$

उत्तर-

- d. $K > Mg > Al > B$

स्पष्टीकरण-

यह क्रम इसलिए सही है क्योंकि धात्विक गुण आवर्त में आगे बढ़ने पर घटता है। इसलिए, Al, Mg तथा K के धात्विक गुण इस क्रम में होंगे- $K > Mg > Al$ । इसके अतिरिक्त धात्विक गुण एक वर्ग में नीचे जाने पर बढ़ते हैं। अतः B को Al की तुलना में कम धात्विक होना चाहिए।

प्रश्न 39 तत्वों B, C, N, F और Si के लिए अधातु अभिलक्षण का इनमें से सही क्रम कौन-सा है?

- a. $B > C > Si > N > F$
- b. $Si > C > B > N > F$
- c. $F > N > C > B > Si$
- d. $F > N > C > Si > B$

उत्तर-

c. $F > N > C > B > Si$

स्पष्टीकरण-

यह इसलिए है क्योंकि अधातु अभिलक्षण एक आवर्त में बायें से दायें ओर जाने पर बढ़ते हैं तथा वर्ग में नीचे जाने पर घटते हैं।

प्रश्न 40 तत्वों F, Cl, O और N तथा ऑक्सीकरण गुणधर्मों के आधार पर उनकी रासायनिक अभिक्रियाशीलता का क्रम निम्नलिखित में से कौन-से तत्वों में है?

a. $F > Cl > O > N$

b. $F > O > Cl > N$

c. $Cl > F > O > N$

d. $F > N > Cl$

उत्तर-

c. $Cl > F > O > N$

स्पष्टीकरण-

तत्वों का ऑक्सीकारक गुणधर्म एक आवर्त में बायें से दायें चलने पर बढ़ता है तथा वर्ग में नीचे जाने पर घटता है। ऑक्सीजन Cl की तुलना में एक प्रबल ऑक्सीकारक पदार्थ है क्योंकि O अधिक विद्युत ऋणात्मक है।