इकाई – 8

अध्याय – 8

तत्त्वों का वर्गीकरण और गुणों में आवर्तिता

(Classification of Elements and Periodicity in Properties)

तत्त्वों का वर्गीकरण (Classification of Elements)

प्रस्तावना (Introduction)

उन्नीसवीं शताब्दी के प्रारम्भ तक बहुत कम संख्या में तत्त्व ज्ञात थे। लेकिन जब काफी संख्या में तत्त्वों की खोज हो चुकी तब उनके गुणों का अलग–अलग अध्ययन करने में वैज्ञानिकों को कठिनाई महसूस होने लगी और तब उनके वर्गीकरण की आवश्यकता महसूस हुई। तत्त्वों के वर्गीकरण का मुख्य उद्देश्य ''तत्त्वों तथा उनके यौगिकों के गुणों का व्यवस्थित अध्ययन कम समय तथा कम से कम प्रयास द्वारा किया जा सके।''

प्रथम तथा सरल वर्गीकरण में वैज्ञानिकों ने तत्त्वों को दो भागों में बांटा – (i) धातु (ii) अधातु। परन्तु इस वर्गीकरण को सफलता नहीं मिली क्योंकि कुछ तत्त्व ऐसे भी थे जिनके गुण धातु तथा अधातु दोनों से मिलते थे तथा ज्ञात तत्त्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणों के अध्ययन के आधार पर यह वर्गीकरण आवश्यकता के अनुरूप नहीं पाया गया। बाद में प्राऊट (Prout), डॉबेराइनर (Dobereiner), न्यूलैंड (Newland), लोथर मेयर (Lother Mayer) और मेंडलीव (Mendeleev's) ने परमाणु भार के आधार पर तत्त्वों के वर्गीकरण का प्रयास किया।

(i) प्राउट ने 1815 में एक परिकल्पना दी जिसके अनुसार सभी तत्त्व हाइड्रोजन परमाणुओं से मिलकर बने है क्योंकि तत्त्वों के परमाणु भार हाइड्रोजन के परमाणु भार के सरल गुणांक है। जैसे – कार्बन, नाइट्रोजन व ऑक्सीजन का परमाणु भार क्रमशः 12, 14 व 16 है। लेकिन तत्त्वों के परमाणु भारों का सही निर्धारण करने पर यह पाया गया कि कई तत्त्वों के परमाणु भार भिन्नांक में होते है।

(ii) 1829 में जर्मन वैज्ञानिक डॉबेराइनर ने समान गुणों वाले तत्त्वों को तीन–तीन के समूहों में व्यवस्थित किया। इन समूहों को त्रिक (Triads) कहते हैं। उसने बताया कि त्रिक में उपस्थित तत्त्वों में से मध्य वाले तत्त्व का परमाणु भार, दूसरे दोनों तत्त्वों के परमाणु भारों का लगभग माध्य होता है। इसे डॉबेराइनर का त्रिक नियम (Dobereiner's law of triads) कहते हैं। लेकिन कुछ ही तत्त्वों को ऐसे त्रिकों में विभक्त किया जा सका।

(iii) सन् 1864 में रसायनज्ञ न्यूलैण्ड ने तत्त्वों को उनके परमाणु भार के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित किया तथा एक नियम दिया जिसे न्यूलैण्ड का अष्टक नियम (Newlands law of octaves) कहते हैं। इस नियम के अनुसार तत्त्वों को उनके परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करने पर प्रत्येक आठवें तत्त्व के गुणधर्म पहले तत्त्व के गुणधर्म से समान होते है। लेकिन यह नियम भी अधिक सफल नहीं हुआ क्योंकि कैल्शियम के बाद यह नियम लागू नहीं होता है तथा बाद में जब उत्कृष्ट गैसों की खोज हुई और इन गैसों को भी स्थान मिला तो इस नियम का महत्त्व नहीं रहा।

(iv) सन् 1869 में लोथर मेयर के वक्र (Lother Mayer's Curve) में जर्मन वैज्ञानिक लोथर मेयर ने तत्त्वों के भौतिक गुणों को उनके परमाणु भार से संबंधित करने का प्रयास किया और तत्त्वों के परमाणु भार तथा परमाणु आयतन के मध्य वक्र खींचा। उन्होंने पाया कि समान गुणों वाले तत्त्व वक्र में समान स्थिति प्राप्त करते हैं।

(v) मेंडेलीव का आवर्त नियम (Mendeleev's periodic law) – रूसी रसायनज्ञ ने 1869 में तत्त्वों के भौतिक गुणों के साथ–साथ उनके रासायनिक गुणों को भी परमाणु भार से संबंधित किया और अपना आवर्त नियम दिया। इस नियम के अनुसार ''तत्त्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु भारों के आवर्ती फलन (Periodic function) होते हैं।'' लेकिन मेंडलीव की आवर्त सारणी हाइड्रोजन,

समस्थानिकों तथा लैन्थैनॉइड व ऐक्टिनॉयड की स्थिति स्पष्ट नहीं कर सकी। साथ ही समान गुणों वाले कुछ तत्त्वों को एक ही वर्ग में स्थान नहीं दिया गया तथा भिन्न गुणों वाले तत्त्वों को एक ही वर्ग में रखा गया। कुछ स्थानों पर परमाणु भार के आरोही क्रम का पालन नहीं किया गया।

(vi) मोज़ले (Moseley) ने 1912 में मेंडलीव के आवर्त नियम में संशोधन कर आधुनिक आवर्त नियम (Modern periodic law) दिया।

आधुनिक आवर्त नियम या आवर्त सारणी का आधुनिक स्वरूप (Modern Periodic Law or Modern form of Periodic Table)

सन् 1912 में मोज़ले (Moseley) ने बताया कि परमाणु क्रमांक परमाणु भार की तुलना में तत्त्व का अधिक उत्तम मौलिक गुण है। परमाणु क्रमांक (Atomic number) परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन की संख्या को कहते हैं तथा किसी उदासीन परमाणु में प्रोटॉन की संख्या = इलेक्ट्रॉन की संख्या।

किसी भी तत्त्व के भौतिक व रासायनिक गुण उसमें उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या जो परमाणु क्रमांक के बराबर होती है पर निर्भर करते हैं।

मोज़ले ने परमाणु क्रमांक को तत्त्वों का मौलिक गुण मानते हुए मेंडलीव के आवर्त नियम में संशोधन करके नया आवर्त नियम – आधुनिक आवर्त नियम दिया। यह आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप का आधार है। इस नियम के अनुसार तत्त्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन(Periodic function) होते है।

परमाणु क्रमांकों के बढ़ते हुए क्रम में तत्त्वों को व्यवस्थित करने पर जो सारणी प्राप्त होती है, उसे आधुनिक आवर्त सारणी (Modern periodic table) कहते हैं। चूंकि यह आवर्त सारणी मेंडलीव की आवर्त सारणी की तुलना में ज्यादा विस्तृत है, अतः इसे आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप या आवर्त सारणी का लम्बा रूप (Extended form of periodic table or long form of periodic table) भी कहते हैं। इस आवर्त सारणी की निम्नलिखित विशेषताएँ हैं–

1. इस आवर्त सारणी में तत्त्वों को उनके परमाणु क्रमांकों के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया गया है।
2. आवर्त सारणी में अठारह उर्ध्वाधर स्तम्भ(Vertical columns) होते हैं, जिन्हें वर्ग (Groups) कहते हैं तथा सात क्षैतिज पंक्तियां होती हैं, जिन्हें आवर्त (Periods) कहते हैं।
3. **वर्ग** (Groups) :

(i) I A, II A, III A, IV A, V A, VI A और VII A वर्गों में सामान्य तत्त्व (Normal elements) या प्रतिनिधि तत्त्व (Representative elements) है।

(ii) I B, II B, IV B, V B, VI B, VII B और VIII वर्गों में संक्रमण तत्त्व (Transition elements) है। लेकिन संक्रमण तत्वों की आधुनिक परिभाषा के अनुसार Zn, Cd, Hg (IIB) तत्त्वों को संक्रमण तत्त्व नहीं माना गया है।

(iii) III B वर्ग में संक्रमण तथा अन्तः संक्रमण (Inner transition elements) दोनों ही प्रकार के तत्त्व है।

(iv) शून्य वर्ग में उत्कृष्ट गैसें हैं।

4. **आवर्त** (Periods) :

(i) प्रथम आवर्त में दो तत्त्व H (1) तथा He (2) है।

(ii) द्वितीय आवर्त में Li (3) से Ne (10) तक आठ तत्त्व है।

(iii) तृतीय आवर्त में भी आठ तत्त्व Na (11) से Ar (18) तक है।

(iv) चतुर्थ आवर्त में अठारह, K (19) से Kr (36) तत्त्व है।

(v) पंचम आवर्त में अठारह, Rb (37) से Xe (54) तत्त्व है।

(vi) षष्ठम आवर्त में बत्तीस Cs (55) से Rn (86) तत्त्व है। इनमें लेन्थैनॉयड [Ce(58) से Lu (71)] भी सम्मिलित है।

(vii) सप्तम आवर्त अपूर्ण है, इनमें Fr (87) से आगे अब तक ज्ञात (118) तत्त्व है। शुरूआती 94 तत्त्व प्राकृतिक रूप से विद्यमान है। परमाणु क्रमांक 95 से 118 तक के तत्त्वों को प्रयोगशाला में बनाया (Synthesis) गया है।

(viii) विभिन्न विवादों को दूर करने के लिए Ha (105) के बाद वाले तत्त्वों का संकेत तथा नामकरण IUPAC प्रणाली के अनुसार है।

[IUPAC = International Union of Pure and Applied Chemistry]

दीर्घ स्वरूप आवर्त सारणी की उपयोगिता एवं दोष

(Utility and Defects of Extended Form of Periodic Table)

उपयोगिताएँ (Utilities)

1. दीर्घ स्वरूप आवर्त सारणी में तत्त्वों को उनके मौलिक गुण अर्थात् परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया गया है। किसी परमाणु का परमाणु क्रमांक उसमें उपस्थिति इलेक्ट्रॉन की संख्या के बराबर होता है। अतः यह कहा जा सकता है कि तत्त्व की आवर्त सारणी में स्थिति उसके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से संबंधित है।
2. इस आवर्त सारणी में धात्विक तत्त्वों को बांयी ओर तथा अधात्विक तत्त्वों को दांयी ओर रखा गया है अर्थात् धातुओं और अधातुओं को पूर्ण रूप से अलग किया गया है।
3. बोरॉन (B), सिलिकॉन (Si), आर्सेनिक (As), टेल्यूरियम (Te), और ऐस्टैटीन (At) के नीचे खींची गई विकर्ण रेखा (Diagonal line) धातुओं और अधातुओं को अलग–अलग दर्शाती है।

4. एक ही वर्ग में उपवर्गों बनाने से भिन्न–भिन्न गुणों वाले तत्त्वों को विभेदित किया जा सकता है।
5. इस आवर्त सारणी में लेन्थैनॉयड व ऐक्टिनॉयड श्रेणी अधिक स्पष्ट है। क्योंकि इन्हें III B से संबंधित कर आवर्त सारणी के नीचे स्थान दिया गया है।
6. उत्कृष्ट गैसों को सारणी के अन्त में रखा गया है क्योंकि इनमें पूर्ण उपकोश होते है।
7. यह सारणी परमाणु क्रमांक के आधार पर है। इससे समस्थानिकों और समभारिकों की स्थिति की समस्या समाप्त हो गई।
8. तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास आसानी से समझे जा सकते हैं।

दोष (Defects)

आधुनिक आवर्त नियम या दीर्घ रूप आवर्त सारणी में कुछ दोष भी हैं जैसे –

1. हाइड्रोजन की स्थिति स्पष्ट नहीं है।
2. लेन्थैनॉयडों व ऐक्टिनॉयडों को मूल आवर्त सारणी में समायोजित करना संभव नहीं है।
3. कुछ तत्त्व जैसे Ba (बेरियम) व Pb (लैड) तथा Cu (कॉपर) व Hg (मर्करी) के गुणों में समानता होने पर भी इन्हें अलग–अलग वर्गों में रखा गया है।

दीर्घ रूप आवर्त सारणी का आधुनिक स्वरूप

(Modern Form of Long Form of Periodic Table)

IUPAC द्वारा दिये गए सुझावों के अनुसार सन् 1984 में दीर्घ रूप आवर्त सारणी में कुछ बदलाव किया गया। जो आवर्त सारणी का आधुनिक स्वरूप है। इसमें वर्गों का A और B उपवर्गों में विभाजन समाप्त कर दिया गया तथा VIII वर्ग को तीन पृथक् वर्गों में विभाजित किया गया। अर्थात् आधुनिक स्वरूप में वर्गों का क्रमांकन 1 से 18 तक है (सारणी 8 में दीर्घ रूप आवर्त सारणी तथा इसका आधुनिक स्वरूप प्रदर्शित है)।

तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास तथा आवर्त सारणी

(Electronic Configuration of Elements and Periodic Table)

बोर द्वारा तत्वों को उनमें उपस्थित अपूर्ण इलेक्ट्रॉनीय कोशों की संख्या के आधार पर चार भागों में विभाजित किया गया–

1. **उत्कृष्ट गैसें** (Nobel gases) – आवर्त सारणी के शून्य वर्ग में इन्हें सम्मिलित किया गया है। इन तत्त्वों के परमाणुओं में बाह्यतम कोश के उपकोश पूर्णतया भरे होते हैं। He (इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1S^2$) को छोड़कर बाकी सभी उत्कृष्ट गैसों के बाह्य कोश का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2 np^6$ होता है।
2. **सामान्य तत्त्व या प्रतिनिधि तत्त्व** (Normal elements or representative elements) – इन तत्त्वों को s–ब्लॉक तत्त्व (s-block elements) तथा p–ब्लॉक तत्त्व (p–block elements) दो भागों में बांटा जा सकता है। इन तत्त्वों में परमाणुओं के आन्तरिक कोश भरे हुए होते हैं तथा बाह्यतम कोश अपूर्ण होते हैं।

(i) **s-ब्लॉक तत्त्व** – इनमें अंतिम इलेक्ट्रॉन s–उपकोश या ns कक्षक में भरा जाता है, इसलिए इन्हें s–ब्लॉक तत्व कहते

सारणी 8 : आवर्त सारणी का आधुनिक रूप

1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8	9 VIII 8	10	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [298]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

लैन्थेनाइड	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
एक्टिनाइड	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

हैं। n=परमाणु के संयोजकता कोश अथवा आवर्त संख्या। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^1 या ns^2 होता है। s–ब्लॉक तत्त्व आवर्त सारणी में एकदम बायें ओर होते हैं तथा वर्ग संख्या 1 तथा 2 में उपस्थित क्षार और क्षारीय मृदा धातुएं इस ब्लॉक में सम्मिलित है (सारणी 8.1)।

सारणी 8.1 : s-ब्लॉक तत्त्व

क्षार धातुएं (वर्ग 1) ns^1		क्षार मृदा धातुएं (वर्ग 2) ns^2	
तत्त्व	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	तत्त्व	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
Li	[He] $2s^1$	Be	[He] $2s^2$
Na	[Ne] $3s^1$	Mg	[Ne] $3s^2$
K	[Ar] $4s^1$	Ca	[Ar] $4s^2$
Rb	[Kr] $5s^1$	Sr	[Kr] $5s^2$
Cs	[Xe] $6s^1$	Ba	[Xe] $6s^2$
Fr	[Rn] $7s^1$	Ra	[Rn] $7s^2$

(ii) **p-ब्लॉक तत्त्व** – इनमें अंतिम इलेक्ट्रॉन p–उपकोश या np कक्षक में भरे जाते हैं, इसलिए इन्हें p-ब्लॉक तत्त्व कहते हैं। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2 p^{1-6}$ होता है यहां (n = 2 से 6 तक)। p–ब्लॉक तत्त्व आवर्त सारणी में दायें भाग में होते हैं तथा वर्ग 13 से 18 इनमें सम्मिलित है। इन तत्त्वों के सबसे बाहरी कोश के s– उपकोश में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं तथा p–उपकोश में 1 से 6 इलेक्ट्रॉन भरे जाते हैं, जैसे–जैसे 13 वर्ग से 18 वर्ग की ओर बढ़ते हैं। वर्ग 18 उत्कृष्ट गैसों का है जिसमें p–उपकोश पूर्ण भरा होता है। He का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $1s^2$ होते हुए भी गुणों के आधार पर इसे p–ब्लॉक तत्त्व में सम्मिलित किया गया है (सारणी 8.2)।

3. **d–ब्लॉक तत्त्व या संक्रमण तत्त्व** (d-block elements or transition elements) – इनमें अंतिम इलेक्ट्रॉन (n–1) d उपकोश में भरा जाता है, इसलिए इन्हें d–ब्लॉक तत्त्व कहते हैं। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-1)d^{1-10} ns^{0-2}$ होता है। इनमें बाह्यतम दो कोश अपूर्ण रहते है। d– ब्लॉक तत्व आवर्त सारणी के मध्य में s व p ब्लॉक तत्त्वों के मध्य में स्थित होते है, इसीलिए इन्हें संक्रमण तत्त्व भी कहा जाता है। ये तत्त्व धात्विक प्रकृति के होते है तथा इनके आयन प्रायः रंगीन होते है। d–ब्लॉक तत्त्वों में 3 से 12 तक के दस वर्ग आते है। वर्ग 12 के Zn, Cd व Hg संक्रमण तत्त्व नहीं है क्योंकि इनमें d–कक्षक पूर्ण भरे होते हैं (सारणी 8.3)।

4. **f–ब्लॉक तत्त्व या आन्तरिक संक्रमण तत्त्व** (f-block elements or inner transition elements) – इनमें इलेक्ट्रॉन (n–2) f उपकोश में भरने के क्रम में होते हैं, इसलिए इन्हें f–ब्लॉक तत्त्व कहते हैं। इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $(n-2)f^{1-14}\ (n-1)d^{0-2}\ ns^2$ होता है। इनमें बाह्यतम तीन कोश संयोजकता कोश(Valence shell), उपान्त्य कोश (Penultimale shell) तथा पूर्व उपान्त्य कोश (Prepenultimate shell) अपूर्ण होते है। इन तत्त्वों को आन्तरिक संक्रमण तत्त्व भी कहते हैं तथा इनकी दो श्रेणियां होती हैं–

(i) 4 f श्रेणी (लेन्थैनॉयड)

(ii) 5 f श्रेणी (ऐक्टिनॉयड)

इन दोनों श्रेणियों में 14 – 14 तत्त्व होते हैं तथा इन्हें आवर्त सारणी के नीचे अलग रखा गया है (सारणी 8.4)।

सारणी 8.2 : p- ब्लॉक तत्त्व

वर्ग / आवर्त	13	14	15	16	17	18
1						He($1s^2$)
2	B ($2s^22p^1$)	C ($2s^22p^2$)	N ($2s^22p^3$)	O ($2s^22p^4$)	F ($2s^22p^5$)	Ne ($2s^22p^6$)
3	Al ($3s^2p^1$)	Si ($3s^2p^2$)	P ($3s^23p^3$)	S ($3s^23p^4$)	Cl ($3s^23p^5$)	Ar ($3s^23p^6$)
4	Ga ($4s^24p^1$)	Ge ($4s^24p^2$)	As ($4s^24p^3$)	Se ($4s^24p^4$)	Br ($4s^24p^5$)	Kr ($4s^24p^6$)
5	In ($5s^25p^1$)	Sn ($5s^25p^2$)	Sb ($5s^25p^3$)	Te ($5s^25p^4$)	I ($5s^25p^5$)	Xe ($5s^25p^6$)
6	Ti ($6s^26p^1$)	Pb ($6s^26p^2$)	Bi ($6s^26p^3$)	Po ($6s^26p^4$)	At ($6s^26p^5$)	Rn ($6s^26p^6$)

सारणी 8.3 : d-ब्लॉक तत्त्व

आवर्त \ वर्ग	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
4	Sc $3d^1 4s^2$	Ti $3d^2 4s^2$	V $3d^3 4s^2$	Cr $3d^5 4s^1$	Mn $3d^5 4s^2$	Fe $3d^6 4s^2$	Co $3d^7 4s^2$	Ni $3d^8 4s^2$	Cu $3d^{10} 4s^1$	Zn $3d^{10} 4s^2$
5	Y $4d^1 5s^2$	Zr $4d^2 5s^2$	Nb $4d^4 5s^1$	Mo $4d^5 5s^1$	Tc $4d^5 5s^2$	Ru $4d^7 5s^1$	Rh $4d^8 5s^1$	Pd $4d^{10}$	Ag $4d^{10} 5s^1$	Cd $4d^{10} 5s^2$
6	La $5d^1 6s^2$	Hf $4f^{14} 5d^2 6s^2$	Ta $5d^3 6s^2$	W $5d^4 6s^2$	Re $5d^5 6s^2$	Os $5d^6 6s^2$	Lr $5d^7 6s^2$	Pt $5d^9 6s^1$	Au $5d^{10} 6s^1$	Hg $5d^{10} 6s^2$
7	Ac $6d^1 7s^2$	Unq	Unp	Unh	Uns					

सारणी 8.4 : f-ब्लॉक तत्त्व

लेन्थेनॉन श्रेणी		ऐक्टिनॉन श्रेणी	
प्रतीक	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	प्रतीक	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
Ce	[Xe] $4f^1 5d^1 6s^2$	Th	[Rn] $6d^2 7s^2$
Pr	[Xe] $4f^3 5d^0 6s^2$	Pa	[Rn] $5f^2 6d^1 7s^2$
Nd	[Xe] $4f^4 5d^0 6s^2$	U	[Rn] $5f^3 6d^1 7s^2$
Pm	[Xe] $4f^5 5d^0 6s^2$	NP	[Rn] $5f^4 6d^1 7s^2$
Sm	[Xe] $4f^6 5d^0 6s^2$	Pu	[Rn] $5f^6 6d^0 7s^2$
Eu	[Xe] $4f^7 5d^0 6s^2$	Am	[Rn] $5f^7 6d^0 7s^2$
Gd	[Xe] $4f^7 5d^1 6s^2$	Cm	[Rn] $5f^7 6d^1 7s^2$
Tb	[Xe] $4f^9 5d^0 6s^2$	Bk	[Rn] $5f^9 6d^0 7s^2$
Y	[Xe] $4f^{10} 5d^0 6s^2$	Cf	[Rn] $5f^{10} 6d^0 7s^2$
Ho	[Xe] $4f^{11} 5d^0 6s^2$	Es	[Rn] $5f^{11} 6d^0 7s^2$
Er	[Xe] $4f^{12} 5d^0 6s^2$	Fm	[Rn] $5f^{12} 6d^0 7s^2$
Tm	[Xe] $4f^{13} 5d^0 6s^2$	Md	[Rn] $5f^{13} 6d^0 7s^2$
Yb	[Xe] $4f^{14} 5d^0 6s^2$	No	[Rn] $5f^{14} 6d^0 7s^2$
Lu	[Xe] $4f^{14} 5d^1 6s^2$	Lr	[Rn] $5f^{14} 6d^1 7s^2$

तत्त्वों के गुणधर्मों में आवर्तिता

(Periodicity in Properties of Elements)

परमाणुओं के गुण जैसे परमाण्वीय त्रिज्या, आयनिक त्रिज्या, आयनन विभव, विद्युतऋणात्मकता, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैलेल्पी आदि परमाणुओं के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर निर्भर रहते है। आवर्त सारणी में आवर्तों में बांए से दांए जाने पर तथा वर्गों में ऊपर से नीचे जाने पर, तत्त्वों के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास में क्रमिक परिवर्तन होता है, इससे वे गुण जो इलेक्ट्रॉनिक विन्यास पर निर्भर करते है, वे भी क्रमिक रूप से परिवर्तित होते है, इन्हें आवर्ती गुण (Periodic properties) कहते हैं और गुणों के इस क्रमिक परिवर्तन को ही गुणधर्मों में आवर्तिता (Periodicity in properties) कहते हैं।

कुछ प्रमुख गुणों में आवर्तिता का वर्णन निम्नलिखित प्रकार है–

परमाणु त्रिज्या या परमाण्वीय त्रिज्या तथा आयनिक त्रिज्या (Atomic Radius and Ionic Radius)

परमाणु त्रिज्या

परमाणु के नाभिक के केन्द्र तथा बाह्यतम इलेक्ट्रॉन के बीच की दूरी परमाणु त्रिज्या कहलाती है। परन्तु परमाणु की त्रिज्या आसानी से ज्ञात नहीं की जा सकती क्योंकि तरंग यांत्रिकी के अनुसार किसी भी निश्चित समय पर इलेक्ट्रॉन की स्थिति निश्चित नहीं होती।

बंध लम्बाई या बंध दूरी

परमाणु त्रिज्या निकालने के लिए प्रयोगों द्वारा अन्तरनाभिकीय दूरी निकाल ली जाती है, जिसे बंध लम्बाई कहते हैं। फिर बंध लम्बाई तथा परमाणु त्रिज्या के मध्य सैद्धांतिक संबंध स्थापित कर परमाणु त्रिज्या की गणना की जाती है।

चूंकि बंध को धात्विक, सहसंयोजक, आयनिक आदि बंधों में विभाजित किया जाता है, अतः संबंधित त्रिज्या को धात्विक त्रिज्या, सहसंयोजक त्रिज्या, वान्डरवाल्स तथा आयनिक त्रिज्या कहते हैं।

परमाण्वीय त्रिज्या को तीन कार्यकारी संकल्पनाओं द्वारा प्रदर्शित करते हैं – (i) धात्विक त्रिज्या (ii) सहसंयोजक त्रिज्या (iii) वान्डरवाल त्रिज्या।

(i) **धात्विक त्रिज्या** – धातुओं के परमाणुओं की त्रिज्या को धात्विक त्रिज्या कहते हैं।

(ii) **सहसंयोजक त्रिज्या** – सहसंयोजक बंध से बंधित परमाणुओं के नाभिकों के बीच की दूरी (बंध लम्बाई) का आधा, उस तत्त्व के परमाणु की सहसंयोजक त्रिज्या होती है। इनमें तीन संभावनाएं हैं–

(अ) अणु में दोनों परमाणु (A–A) जब एक ही तत्त्व के हो तब–

$r_A = \frac{d_{A-A}}{2}$ r_A = परमाणु A की सहसंयोजक त्रिज्या

d_{A-A} = परमाणु A–A की बंध लम्बाई

$d_{A-A} = 2r_A$

(ब) अणु के परमाणु (A–B) जब असमान तत्त्वों से हो पर विद्युतऋणात्मकता लगभग समान हो–

$X_A \quad X_B$ X_A तथा X_B क्रमशः परमाणु A तथा B की विद्युतऋणात्मकता है।

$d_{A-B} = r_A + r_B$

d_{A-B} = परमाणु A–B की बंध लम्बाई

r_A = परमाणु A की सहसंयोजक त्रिज्या

r_B = परमाणु B की सहसंयोजक त्रिज्या

(स) अणु के परमाणु (A–B) असमान तत्त्वों से हो तथा दोनों परमाणुओं की विद्युतऋणात्मकता भी असमान हो–

$d_{A-B} = r_A + r_B - 0.09\ (X_A - X_B)$

उपरोक्त सूत्र शूमाकर एवं स्टीवेंसन (Schomaker and Stevenson) सूत्र कहलाता है।

(iii) **वान्डरवाल्स त्रिज्या** (Vanderwaals radius) – एक ही तत्त्व के दो अणुओं के अबंधित समीपस्थ परमाणुओं के नाभिक के मध्य की दूरी का आधा वान्डरवाल्स त्रिज्या कहलाता है।

आयनिक त्रिज्या

आयनिक क्रिस्टलों में आयनों की त्रिज्या को आयनिक त्रिज्या कहते हैं। परमाणु एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन त्याग कर धनायन बनता है, अतः धनायन का आकार सदैव उदासीन परमाणु से छोटा होता तथा इसके विपरीत ऋणायन परमाणु एक या एक से अधिक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने पर बनता है, इसलिए ऋणायन का आकार उदासीन परमाणु से बड़ा होता है।

आवर्तिता (Periodicity)

1. एक ही आवर्त में बांए से दाएं जाने पर परमाण्वीय तथा आयनिक दोनों त्रिज्याओं के मान में कमी होती है। आवर्त में बाएं से दाएं जाने इलेक्ट्रॉन उसी कोश में भरते है, जिससे बाह्यतम कोश तो वही रहता है जबकि इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण बल अर्थात् नाभिकीय आवेश बढ़ता है। फलस्वरूप परमाण्वीय व आयनिक त्रिज्या का मान भी कम होता जाता है।
2. संक्रमण तथा आन्तरिक संक्रमण तत्वों की श्रेणी में बांए से दांए जाने पर तत्त्वों की परमाण्वीय त्रिज्याओं के मान में अधिक अंतर नहीं होता है। संक्रमण तत्त्वों में इलेक्ट्रॉन आन्तरिक (n–1) d कक्षकों में तथा आन्तरिक संक्रमण तत्त्वों में इलेक्ट्रॉन (n–2) f कक्षकों में भरे जाते हैं।

   यहां दो प्रभाव कार्य करते हैं – इन तत्त्वों के विन्यास में आने वाले नए इलेक्ट्रॉन भीतर के कोशों में भरते हैं, जिससे परिधि के इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक का आकर्षण बल कम हो जाता है, यह प्रभाव आकार को बढ़ाता है इसे परिरक्षण प्रभाव अथवा आवरणी प्रभाव कहते हैं।

   दूसरा प्रभावी नाभिकीय आवेश भी लगातार बढ़ता रहता है जो इलेक्ट्रॉनों को नाभिक के करीब लाता है।

   इस प्रकार परिरक्षण प्रभाव तथा नाभिकीय आवेश के कारण नाभिकीय आकर्षण बल एक–दूसरे को लगभग संतुलित कर देते हैं और इसलिए इन तत्त्वों की त्रिज्याओं के मान में अधिक अंतर नहीं होता।

   विशेष : लेन्थैनॉयडों का कुल संकुचन लेन्थैनॉयड संकुचन कहलाता है।
3. वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाण्वीय तथा आयनिक दोनों त्रिज्याओं के मान में वृद्धि होती है। क्योंकि वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर एक–एक मुख्य कोश बढ़ता जाता है।
4. एक वर्ग में दूसरी संक्रमण श्रेणी (4 d) तथा तीसरी संक्रमण श्रेणी (5 d) के सदस्यों का परमाण्वीय आकार लगभग समान होता है। क्योंकि बाह्यतम कोश की वृद्धि तो परमाणु आकार बढ़ाने का प्रयत्न करती है, दूसरी ओर नाभिकीय आकर्षण बल में बहुत अधिक वृद्धि परमाणु आकार कम करने का प्रयास करती है फलस्वरूप दूसरी संक्रमण श्रेणी (4 d) तथा तीसरी संक्रमण श्रेणी (5 d) के तत्त्वों के आकार समान होते हैं। उदाहरण – Zr और Hf तथा Nb और Ta परमाणुओं की त्रिज्याएं लगभग समान होती है।
5. उत्कृष्ट गैसों की सहसंयोजक त्रिज्या ज्ञात नहीं की जा सकती क्योंकि ये यौगिक नहीं बनाती है, इसलिए इनके लिए वान्डरवाल्स त्रिज्या ज्ञात की जाती है।

आयनन विभव (Ionisation Potential)

परिभाषा : किसी तत्त्व के विलगित (Isolated), गैसीय (Gaseous), उदासीन (Neutral) परमाणु में से सबसे अधिक ढीले बंधे इलेक्ट्रॉन को नाभिक के प्रभाव से मुक्त करने अर्थात्

परमाणु से पूर्ण रूप से हटाने के लिए आवश्यक ऊर्जा को उस तत्त्व की आयनन ऊर्जा (Ionisation energy) या आयनन विभव कहते हैं (सारणी 8.5)।

इसी तरह IP_3, IP_4 होता है।

आयनन विभव के मान का क्रम – $IP_1 < IP_2 < IP_3$ आदि।

सारणी 8.5 : आयनन विभव (kJ mol^{-1} में)

H 1312.0							He 2372.3
Li 513.3 7298.0	Be 899.4 1757.1	B 800.6 2427	C 1086.2 2352	N 1402.3 2856.1	O 1313.9 3388.2	F 1681 3374	Ne 2080.6 3952.2
Na 495.8 4562.4	Mg 737.7 1450.7	Al 577.4 1816.6 2744.6	Si 786.5 1577.1	P 1011.7 1903.2 2912	S 999.6 2251	Cl 1251.1 2297	Ar 1520.4 2665.2
K 418.8 3051.4	Ca 589.7 1145	Ga 578.8 1979 2963	Ge 762.1 1537 2735	As 947.0 1798	Se 940.0 2044	Br 1139.9 2104	Kr 1350.7 2350
Rb 403.0 2632	Sr 549.5 1064.2	In 558.3 1820.6 2704	Sn 708.6 1411.8 29430.0	Sb 833.7 1794 2443	Te 869.2 1795	I 1008.4 1845.9	Xe 1170.4 1170.4
Cs 375.5 2420	Ba 502.8 965.1	Tl 589.3 1971.0 2878	Pb 715.5 1450.4 3081.5	Bi 703.2 1610 2466	Po 812	At 930	Rn 1037

संकेत : तत्त्व के नाम के नीचे क्रमशः प्रथम, द्वितीय, तृतीय आयनन विभव दिये गये हैं।

किसी भी उदासीन परमाणु से एक से अधिक इलेक्ट्रॉन भी निकाले जा सकते है। प्रथम इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए आवश्यक ऊर्जा प्रथम आयनन विभव कहलाती है। उसके बाद क्रमशः द्वितीय, तृतीय आयनन विभव कहलाती है। द्वितीय आयनन विभव का मान प्रथम से हमेशा अधिक होता है क्योंकि एक इलेक्ट्रॉन निकलने के पश्चात् उदासीन परमाणु धनायन बन जाता है और धनायन से इलेक्ट्रॉन निकालने में अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। धनायन का आकार उदासीन परमाणु से छोटा होता है अतः नाभिकीय आकर्षण बल अधिक होता है।

(IP_1= प्रथम आयन विभव)

M (गैसीय उदासीन परमाणु) $\xrightarrow{IP_1} M^+ + e^-$

(IP_2 = द्वितीय आयनन विभव)

M^+ (एक संयोजी परमाणु) $\xrightarrow{IP_2} M^{2+} + e^-$

आयनन विभव को प्रभावित करने वाले कारक

1. परमाणु आकार जितना बड़ा होगा, नाभिक का आकर्षण बल कम होता जाएगा इससे इलेक्ट्रॉन निकालना आसान होगा अर्थात् आयनन विभव का मान कम होगा।

$$\text{परमाणु आकार} \ \alpha \ \frac{1}{\text{आयनन विभव}}$$

नाभिकीय आकर्षण α आयनन विभव

2. किसी भी इलेक्ट्रॉन पर अंदर के इलेक्ट्रॉनों द्वारा डाला गया परिरक्षण प्रभाव जितना अधिक होगा नाभिकीय आकर्षण बल उतना ही कम होगा उससे इलेक्ट्रॉन निकालना आसान होगा अर्थात् आयनन विभव का मान कम होगा।

$$\text{परिरक्षण प्रभाव} \ \alpha \ \frac{1}{\text{आयनन विभव}}$$

3. किसी भी कोश के s-इलेक्ट्रॉन उसी कोश के p, d, f इलेक्ट्रॉनों की अपेक्षा नाभिक से अधिक निकट होते हैं तथा मजबूती से जुड़े होते हैं अर्थात् s-कक्षकों की भेदन क्षमता अन्य कक्षकों की अपेक्षा अधिकतम होती है। अतः यदि अन्य कारक समान हो तो s-कक्षकों के इलेक्ट्रॉन का आयनन विभव अन्य कक्षकों से अधिक होगा।

   $ns > np > nd > nf$

4. इसी तरह पूर्ण रूप से भरे कक्षक अथवा अर्द्ध पूर्ण भरे कक्षक का आयनन विभव भी अपेक्षाकृत अधिक होता है।

आवर्तिता

1. एक ही आवर्त में बांए से दांए जाने पर, परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ परमाणु का बाह्यतम कोश वही रहता है लेकिन नाभिकीय आवेश में वृद्धि होती है इसके फलस्वरूप बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को निकालने में अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। अतः आवर्त में बांए से दांए जाने पर आयनन विभव के मान में वृद्धि होती है।

   आवर्त में आयनन विभव से संबंधित मुख्य बिन्दु निम्नलिखित हैं–

(i) उत्कृष्ट गैसों का आयनन विभव का मान उस आवर्त में उच्चतम होता है क्योंकि इन गैसों का विन्यास सबसे स्थायी होता है इसलिए उत्कृष्ट गैसें अत्यन्त अक्रिय है।

(ii) क्षार धातुओं का आयनन विभव का मान उस आवर्त में न्यूनतम होता है क्योंकि एक इलेक्ट्रॉन त्याग कर ये धातुएं उत्कृष्ट गैसों का विन्यास ग्रहण कर लेती है। इसलिए बाह्यतम इलेक्ट्रॉन कम ऊर्जा देने पर ही आसानी से निकल जाता है। इसलिए क्षार धातुएँ अत्यन्त क्रियाशील भी होती है।

(iii) संक्रमण श्रेणी के सदस्यों के आकार तथा बाह्यतम विन्यास लगभग समान होते हैं, इसलिए इनके आयनन विभव भी लगभग समान होते हैं।

(iv) सारणी 9.5 को देखने पर आवर्त में आयनन विभव के क्रम में अपवाद है जो निम्नानुसार है–

(अ) N का आयनन विभव O से तथा P का आयनन विभव S से अधिक है क्योंकि N तथा P दोनों में ही अर्द्ध पूर्ण भरे कक्षक (np^3) होते हैं जिनका स्थायित्व अधिक होता है तथा इनसे इलेक्ट्रॉन पृथक् करने के ज्यादा ऊर्जा चाहिए। वही O तथा s में (np^4) कक्षक होते हैं जो एक इलेक्ट्रॉन आसानी से त्याग कर अर्द्धपूरित विन्यास प्राप्त करना चाहते हैं।

(ब) Be का आयनन विभव B से और Mg का आयनन विभव Al से अधिक होता है क्योंकि Be और Mg में बाह्यतम इलेक्ट्रॉन (ns) कक्षक में होते है जिनकी भेदन क्षमता np से अधिक होती है साथ ही इनमें s-उपकोश में इलेक्ट्रॉन भी युग्मित होते हैं।

2. एक ही वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु के आकार में वृद्धि होती है, जिससे बाह्यतम इलेक्ट्रॉन पर नाभिकीय आकर्षण बल कम होता जाता है फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन fu"dkf"kr djusd sfy, Åt kZd sekukse Hkh dehvkrh gS vr%oxZe Åij l suhpst kusij vk;uu foHko ds ekukse dehgksh gS oxZe vk; uu foHko l sl afèkr e[q; fcUnqfuEu gS

(i) सारणी 9.5 को देखने पर आयनन विभव के क्रम में अपवाद है जो निम्नानुसार है : Ga का आयनन विभव Al से थोड़ा सा अधिक है क्योंकि Al तथा Ga के मध्य संक्रमण तत्त्व होते हैं। संक्रमण तत्त्वों का आकार परमाणु क्रमांक में वृद्धि होने के साथ ही कम होता है। इसलिए Ga के परमाणु आकार में वृद्धि की बजाय कुछ कमी हो जाती है इसलिए Ga का आयनन विभव Al से थोड़ा सा अधिक या लगभग बराबर होता है।

(ब) संक्रमण धातुओं की श्रेणी में तृतीय श्रेणी के सदस्यों के आयनन विभव का मान द्वितीय श्रेणी के सदस्यों के आयनन विभव से अधिक होता है क्योंकि तत्त्वों में परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ आकार में कमी होती है जिसे लेन्थैनॉयड संकुचन कहते हैं इसी कारण नाभिकीय आवेश बढ़ने से आयनन विभव का मान भी बढ़ जाता है।

विद्युतऋणात्मकता (Electronegativity)

जब दो समान परमाणु संयुक्त होकर सहसंयोजी बंध बनाते हैं तो बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म की स्थिति दोनों परमाणुओं के मध्य होती है। उदाहरण (H–H, Cl – Cl आदि) लेकिन सहसंयोजी बंध जब दो असमान परमाणुओं के मध्य बनता है तों बंधी इलेक्ट्रॉन युग्म एक परमाणु की अपेक्षा दूसरे के अधिक निकट होगा। अर्थात् प्रत्येक परमाणु के इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति में अंतर होता है।

किसी भी यौगिक में किसी परमाणु द्वारा साझे के इलेक्ट्रॉन युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की प्रवृत्ति को परमाणु की विद्युतऋणात्मकता कहते हैं (सारणी 8.6)।

विद्युतऋणात्मकता की उपरोक्त परिभाषा पॉलिंग नामक वैज्ञानिक द्वारा दी गई है।

विद्युतऋणात्मकता को प्रभावित करने वाले कारक

1. किसी भी तत्त्व/परमाणु की विद्युतऋणात्मकता उसके नाभिकीय आवेश बढ़ने के साथ बढ़ती है।

2. परमाणु का आकार बढ़ने पर नाभिक संयोजी इलेक्ट्रॉन को कम बल से अपनी ओर आकर्षित कर पाएगा। अतः परमाणु

सारणी 8.6 : पॉलिंग की विद्युत ऋणात्मकताओं के मान

H 2.20						
Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98
Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16
K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.99
Rb 0.82	Sr 0.95	ln 1.78	Sn 196	Sb 2.05	Te 2.10	I 2.06
Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 2.05	Pb 2.33	Bi 2.02	Po	At

का आकार बढ़ने पर विद्युत विद्युतऋणात्मकता कम हो जाएगी और परमाणु आकार कम होने पर विद्युतऋणात्मकता बढ़ती है।

3. परमाणु पर धनावेश बढ़ने पर बढ़ती है तथा ऋणावेश बढ़ने पर विद्युत ऋणता घटती है अर्थात् ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने से विद्युतऋणात्मकता बढ़ती है तथा निम्न ऑक्सीकरण अवस्था में विद्युतऋणात्मकता कम होती है।

आवर्तिता

1. s तथा p वर्गों में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु त्रिज्या तथा नाभिकीय आवेश सामान्यतः बढ़ते है। ये दोनों परस्पर विपरीत प्रभाव वाले कारक है, लेकिन यहां परमाणु त्रिज्या का प्रभाव नाभिकीय आवेश की तुलना में अधिक होता है। अतः s व p वर्गों में ऊपर से नीचे जाने पर विद्युतऋणात्मकता घटती है। s व p खण्डों के मध्य संक्रमण तत्व आने के कारण उनके पश्चात् आने वाले 13वें तथा 14वें वर्ग के सदस्यों की विद्युतऋणात्मकता अपेक्षा से अधिक होती है। और इसी कारण Al की विद्युतऋणात्मकता B से कम होती है लेकिन Ga की विद्युत ऋणता Al से अधिक हो जाती है।
2. संक्रमण तत्त्व के वर्गों में सामान्यतः द्वितीय सदस्य की विद्युतऋणात्मकता पहले से अधिक होती है तथा तीसरे व अंतिम सदस्य की विद्युतऋणात्मकताएं लगभग समान होती हैं।
3. आवर्त में बांए से दांए जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है तथा परमाणु आकार कम होता है। अतः आवर्त में बांए से दांए जाने पर विद्युतऋणात्मकता का मान बढ़ता है।
4. दूसरे व तीसरे आवर्तों में विद्युतऋणात्मकता में परिवर्तन में लगभग नियमितता दिखती है लेकिन चौथे, पांचवे व छठे आवर्तों में यह परिवर्तन अनियमित हो जाता है। संक्रमण तत्त्वों के विद्युतऋणात्मकता के मान में बाएं से दाएं जाने पर बहुत कम बढ़ोतरी होती है। लेन्थैनॉयडों की विद्युतऋणात्मकताएं उनके समान परमाण्वीय आकार होने से लगभग अपरिवर्तनीय रहती है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (Electron Gain Enthalpy)

किसी तत्त्व के विलगित (Isolated), गैसीय (Gaseous), उदासीन (Neutral) परमाणु की निम्नतम अवस्था में उसके संयोजकता कोश में एक इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर जो ऊर्जा मुक्त होती है उसे उस परमाणु की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी कहते हैं। किसी भी उदासीन परमाणु में एक इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर ऊर्जा मुक्त होती है तथा ऋणायन बनता है। इसे प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (EA_1) कहते हैं इसी तरह दूसरे, तीसरे इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर क्रमशः द्वितीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (EA_2), तृतीय इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (EA_3) के मान प्राप्त होते हैं। आयनन विभव में इलेक्ट्रॉन त्यागे जाते है तथा धनायन बनते है। आयनन विभवों के मान का क्रम $IP_1, < IP_2 < IP_3$ आदि होता है।

इसके विपरीत इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी में उदासीन परमाणु में पहला इलेक्ट्रॉन जोड़ने में तो ऊर्जा मुक्त होती है लेकिन उसके बाद इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर ऊर्जा का अवशोषण होता है। क्योंकि एक इलेक्ट्रॉन जोड़ने पर ऋणायन बनता है जो दूसरे इलेक्ट्रॉन को प्रतिकर्षित करेगा अतः ऊर्जा देने पर ही दूसरा इलेक्ट्रॉन जुड़ेगा।

$$X(g) + e^- \longrightarrow X^{\ominus} - EA_1$$

$$X^{\ominus} + e^- \longrightarrow X^{2-} + EA_1$$

इलेक्ट्रॉन बंधुता की ईकाई इलेक्ट्रॉन वाल्ट (ev) या किलो जूल प्रति मोल ($kJmol^{-1}$) होती है (सारणी 8.7)।

सारणी 8.7 : इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी $kJ\ mol^{-1}$

H 72.8							He –21
Li 59.8	Be ≤0	B 23	C 122.5	N –31	O 141	F 322	Ne –29
Na 52.9	Mg ≤0	Al 44	Si 133.6	P 71.7	S 200.4 –532	Cl 348.7	Ar –35
K 48.3	Ca 2.37	Ga 36	Ge 116	As 77	Se 195.0	Br 324.5	Kr –39
Rb 46.9	Sr 5.03	In 34	Sn 121	Sb 101	Te 190.2	I 295.3	Xe –41
Cs 45.5	Ba 13.95	Tl 30	Pb 35.2	Bi 101	Po 186	At 270	Rn –41

इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी को प्रभावित करने वाले कारक

1. परमाणु आकार बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान कम होता है तथा प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान बढ़ता है।
2. अर्द्ध तथा पूर्ण भरे कक्षकों के लिए भी इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान अपेक्षाकृत अधिक होता है।
3. यदि आन्तरिक कोशों के इलेक्ट्रॉन का परिरक्षण प्रभाव कम होगा तो नाभिक तथा नए जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन में मध्य आकर्षण बढ़ता है, इससे इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान भी बढ़ता है।

आवर्तिता

1. आवर्त में बांये से दांये जाने पर नाभिकीय आवेश का मान बढ़ने से परमाणु का आकार कम होता जाता है फलस्वरूप जुड़ने वाले इलेक्ट्रॉन और परमाणु के नाभिक में मध्य आकर्षण बढ़ जाता है जिससे इलेक्ट्रॉन जुड़ने पर अधिक ऊर्जा मुक्त होती है अतः आवर्त में बांये से दांये जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी का मान बढ़ता है।
2. वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाण्वीय आकार में वृद्धि होती है। जिससे जुड़ने वाला इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होता है तथा उसके और परमाणु के नाभिक के मध्य आकर्षण कम होने से, कम ऊर्जा मुक्त होती है। अतः वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान कम होते है।
3. उत्कृष्ट गैसों में स्थायी विन्यास होने के कारण इनमें इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं होती है।
4. बेरिलियम (Be) तथा मैग्नीशियम (Mg) की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान ऋणात्मक होते हैं क्योंकि इनमें ns^2 विन्यास होता है। तथा आने वाला इलेक्ट्रॉन उच्च ऊर्जा कक्षक (np) में जाता है फलस्वरूप इलेक्ट्रॉन जोड़ने के लिए ऊर्जा का अवशोषण होता है।
5. क्षारीय धातुओं की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान कम होते हैं क्योंकि ये धातुएं उच्च धनविद्युती होती है।
6. सभी तत्त्वों में क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी अधिकतम होती है।
7. नाइट्रोजन, फास्फोरस व आर्सेनिक कीइलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान, स्थायी अर्द्धपूर्ण विन्यास np^3 होने के कारण आवर्त में इनके पूर्ववर्ती तत्त्वों की अपेक्षा कम होते है।

महत्त्वपूर्ण बिन्दु

1. सबसे प्रथम तथा सरल वर्गीकरण में वैज्ञानिकों ने तत्त्वों को धातु तथा अधातु दो भागों में विभाजित किया, परन्तु इस वर्गीकरण को अधिक सफलता नहीं मिली।
2. प्राऊट, डॉबरीनर, न्यूलैड, लोथर मेयर, मेंडलीव, मोज़ले आदि वैज्ञानिकों ने तत्त्वों के वर्गीकरण के विकास में अपना योगदान दिया।
3. मेंडलीव ने तत्त्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणों को परमाणु भार के साथ संबंधित किया गया तथा आवर्त नियम दिया।
4. मोज़ले ने मेंडलीव के आवर्त नियम में संशोधन किया तथा परमाणु क्रमांक को तत्त्वों का मौलिक गुण मानते हुए आधुनिक आवर्त नियम दिया तथा मेंडलीव की आवर्त सारणी को आधुनिक रूप दिया जिसे आवर्त सारणी का दीर्घ स्वरूप कहा गया।
5. आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप में तत्वों को उनके परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया गया।
6. दीर्घ रूप आवर्त सारणी या आधुनिक आवर्त सारणी में अठारह ऊर्ध्वाकार स्तम्भ होते हैं, जिन्हें वर्ग कहते हैं तथा सात क्षैतिज पंक्तियां होती है, जिन्हें आवर्त कहते हैं।
7. IUPAC द्वारा दीर्घ रूप आवर्त सारणी का आधुनिकीकरण किया गया। इससे वर्गों का A तथा B उपवर्गों में विभाजन समाप्त कर दिया गया तथा वर्गों का क्रमांकन 1 से 18 तक किया गया। वर्ग VIII को तीन पृथक् वर्गों में विभाजित किया गया।
8. सामान्यतः आवर्त में बांए से दांए जाने पर

   (i) परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या में कमी होती है।

   (ii) आयनन विभव के मान में वृद्धि होती है।

   (iii) विद्युतऋणात्मकता के मान में वृद्धि होती है।

   (iv) इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान में वृद्धि होती है।
9. इसी तरह सामान्यतः वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाण्वीय तथा आयनिक त्रिज्या के मानो में वृद्धि होती है तथा आयनन विभव, विद्युतऋणात्मकता तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मानो में कमी होती है।

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष्ठ प्रश्न

1. त्रिक नियम किसने दिया–

   (अ) लोथर मेयर (ब) मोज़ले

   (स) डॉबेराइनर (द) प्राउट
2. आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में तत्त्वों को व्यवस्थित किया गया है–

(अ) परमाणु संख्या के आरोही क्रम में

(ब) परमाणु भार के आरोही क्रम में

(स) परमाणु आयतन के आरोही क्रम में

(द) परमाणु संख्या के अवरोही क्रम में

3. s-ब्लॉक धातुओं की संख्या है–

(अ) 12 (ब) 14

(स) 15 (द) 24

4. निम्नलिखित में से किस परमाणु/आयन का आकार सबसे बड़ा होता है–

(अ) Li^{+} (ब) Ne

(स) O^{2-} (द) H

5. तृतीय आवर्त में बांए से दांए जाने पर आयनन विभव का मान–

(अ) लगातार बढ़ता है।

(ब) लगातार घटता है।

(स) अनियमित तरीके से बढ़ता है।

(द) अनियमित तरीके से घटता है।

6. किसी इलेक्ट्रॉन पर परिरक्षण प्रभाव में वृद्धि के साथ आयनन विभव का मान–

(अ) घटता है

(ब) बढ़ता है

(स) न घटता है न बढ़ता है

(द) कोई परिवर्तन नहीं होता

अतिलघुत्तरात्मक प्रश्न

7. मेंडलीव का आवर्त नियम क्या है?

8. उत्कृष्ट गैसों के बाह्यतम कोश का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखिये।

9. आन्तरिक संक्रमण तत्त्वों में अन्तिम इलेक्ट्रॉन किस उपकोश में भरता है।

10. आयनिक त्रिज्या को परिभाषित कीजिये।

लघुत्तरात्मक प्रश्न

11. एक वर्ग में दूसरी तथा तीसरी संक्रमण श्रेणी के सदस्यों का परमाण्वीय आकार समान होता है, क्यों?

12. Al का प्रथम आयनन विभव Mg के प्रथम आयनन विभव से कम है, क्यों?

13. समझाइये –

(i) N का आयनन विभव O से अधिक है तथा P का आयनन विभव S से अधिक है।

(ii) बेरिलियम तथा मैग्नीशियम की इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी के मान ऋणात्मक होते है।

(iii) आवर्त में उत्कृष्ट गैसों की परमाण्वीय त्रिज्या अधिक होती है।

(iv) Al तथा Ga का प्रथम आयनन विभव लगभग समान है।

निबन्धात्मक प्रश्न

14. आधुनिक आवर्त नियम समझाइये तथा आवर्त सारणी के दीर्घ स्वरूप का वर्णन कीजिये।

15. आयनन विभव को प्रभावित करने वाले कारक बताइये तथा इसकी आवर्तिता समझाइये।

16. परिभाषित कीजिये–

(i) वान्डरवाल्स त्रिज्या (ii) आयनन विभव

(iii) इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (iv) विद्युतऋणात्मकता

उत्तरमालाः 1 (स) 2 (अ) 3 (अ) 4 (स) 5 (स) 6 (अ)