3

आवर्त सारणी और परमाणु गुणधर्म

आपने सब्जी की दुकान में आलू, प्याज की अलग-अलग ढेरियाँ देखी होंगी। कल्पना करिए, यदि दोनों को मिलाकर रखा गया हो और आपको 1 किलो प्याज लेनी हो, तो कितनी परेशानी होगी। यदि आपके पास अनेक वस्तुएँ हों तो आपको उन्हें अलग-अलग रखना होगा ताकि उनका आसानी से और शीघ्र उपयोग किया जा सके। आप कपड़े, खाद्य सामग्री, प्रसाधन सामग्री, अथवा पुस्तकें एक साथ मिलाकर नहीं रख सकते। वर्गीकरण से सुनिश्चित होता है कि खाद्य सामग्री रसोईघर में, किताबें पढ़ने की मेज पर अथवा रैक में और प्रसाधन सामग्री शृंगार मेज में रखी है। दुकानदार, व्यापारी, भंडारण कर्ता, प्रशासक, प्रबंधक, सूचना प्रौद्योगिकी विशेषज्ञ और वैज्ञानिक आदि को अपनी वस्तुएँ अलग-अलग वर्गीकृत करके रखनी होती हैं।

तत्वों की बहुत बड़ी संख्या का अध्ययन करते समय रसायनज्ञों को भी इसी प्रकार की कठिनाई हुई। तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुणधर्मों का अध्ययन और उनका सुव्यवस्थित रिकार्ड रखना रसायनज्ञों के लिए एक बड़ी चुनौती थी। इस पाठ में हम आवर्त नियम की खोज और उसके अनुप्रयोग से समान गुणधर्मों वाले तत्वों के वर्गीकरण का अध्ययन करेंगे।

उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप:

- तत्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता को स्वीकार करेंगे;
- तत्वों के वर्गीकरण के लिए किए गए आरंभिक प्रयासों की जानकारी प्राप्त कर सकेंगे;
- आधुनिक आवर्त नियम की परिभाषा दे सकेंगे;
- 100 से अधिक परमाणु संख्या वाले तत्वों का आई.यू.पी.ए.सी. नामपद्धति के अनुसार नाम दे सकेंगे;
- आवर्त सारणी में तत्वों के व्यवस्था-क्रम का उनके इलेक्ट्रॉन विन्यास के साथ संबंध स्थापित कर सकेंगे;

- आवर्त सारणी में (1–18) वर्गों को अंकित कर सकेंगे;
- आवर्त सारणी में तत्वों को *s*-, *p*-, *d*- और f- ब्लॉकों में व्यवस्थित कर सकेंगे;
- कसी वर्ग या आवर्तक में परमाणु आमाप, आयनी आमाप, आयनन एन्थैल्पी एवं इलेक्ट्रॉन ग्रहणता की एन्थैल्पी की आवर्तिता स्पष्ट कर सकेंगे; और
- संयोजकता को परिभाषित कर सकेगें।

3.1 आरंभिक प्रयास

धातुओं के आविष्कार के समय से ही अथवा उससे भी पहले से तत्वों के वर्गीकरण के प्रयास किए गए थे। सन् 1817 में जे.डब्ल्यू. डॉबेराइनर ने खोज निकाला कि जब घनिष्ठ रूप से संबंधित तत्वों को तीन-तीन के समूह में रखा जाता है तो बीच के तत्व का परमाणु भार अन्य दो तत्वों के परमाणु भारों का लगभग समांतर माध्य होता है। उदाहरणार्थ

तत्व	लीथियम	सोडियम	पोटेशियम
परमाणु भार	6.94	22.99	39.10
मध्य परमाणु भार	------	23.02	-------

उन्होंने तीन तत्वों के ऐसे समूह को त्रिक् नाम दिया। तत्वों के सही परमाणु भार ज्ञात न होने से वे कुछ तत्वों को ही इस प्रकार के समूह में व्यवस्थित कर पाए।

सन् 1863 में, जे.ए.आर. न्यूलैंड ने तत्वों के वर्गीकरण की एक पद्धति विकसित की और उसे 'अष्टक नियम' नाम दिया। उन्होंने तत्वों को इस प्रकार व्यवस्थित किया कि प्रत्येक आठवें तत्व के गुणधर्म समान थे, जैसा कि संगीत के स्वरों में होता है। यह नियम अनेक ज्ञात तत्वों के लिए प्रयुक्त नहीं हो सका। किन्तु इस नियम से यह संकेत मिला कि व्यवस्थित तत्वों के गुणधर्मों में समानता होती है। इस प्रकार आवर्तिता की सार्थक कल्पना पहली बार की गई।

आवर्तिता : नियत अंतराल के बाद गुणधर्मों की पुनर्प्राप्ति

बाद में जब लोथर मेयर के कार्य से यह ज्ञात हुआ कि आवर्तिता, तत्वों के भौतिक गुणधर्मों पर आधारित होती है तो अधिक सार्थक परिणाम प्राप्त हुए। उन्होंने स्पष्ट रूप से प्रदर्शित किया कि कुछ गुणधर्म आवर्ती फलन प्रतिपादित करते हैं।

3.2 मेन्डेलीफ की आवर्त सारणी

सन् 1869 में रूसी रसायनज्ञ मेन्डेलीफ ने 'तत्वों के परमाणु भार और उनके भौतिक व रासायनिक गुणधर्मों के बीच संबंध का गहन अध्ययन किया। तब उन्होंने एक सारणी बनाई जिसमें तत्वों को उनके बढ़ते परमाणु भार के क्रम में व्यवस्थित किया गया था। यहाँ भी यह पाया गया कि प्रत्येक आठवें तत्व और पहले तत्व के गुणधर्म समान होते हैं। अत: गुणधर्मों की क्रमबद्ध आवर्तिता होती है।

मेन्डेलीफ की आवर्त (सारणी 3.1) की एक विशेष उपयोगिता थी, कुछ तत्व जिनका कि आविष्कार होना था उनके लिए रिक्त स्थान छोड़े गए थे। उन्होंने इन तत्वों के गुणधर्म भी प्रागुक्त

कर दिए थे। किन्तु मेन्डेलीफ की आवर्त सारणी में समस्थानिक और उत्कृष्ट गैसों के लिए कोई स्थान नहीं छोड़ा गया था, इनका आविष्कार बाद में हुआ।

सारणी 3.1 सन् 1871 की मेन्डेलीफ सारणी

समूह	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
ऑक्साइड	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
हाइड्राइड	RH	RH_2	RH_3	RH_4	RH_3	RH_2	RH	
आवर्त ↓	A B	A B	A B	A B	A B	A B	A B	संक्रमण श्रेणी
1	H 1,008							
2	Li 6.939	Be 9.012	B 10.81	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	
3	Na 22.99	Mg 24.31	Al 29.98	Sl 28.09	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	
4 प्रथम श्रेणी:	K 39.102	Ca 40.08	Sc 44.96	Ti 47.90	V 50.94	Cr 50.20	Mn 54.94	Fe 55.85 Co 58.93 Ni 58.71
द्वितीय श्रेणी:	Cu 63.54	Zn 65.37	Ga 69.72	Ge 72.59	As 74.92	Se 78.96	Br 79.909	
5 प्रथम श्रेणी:	Rb 85.47	Sr 87.62	Y 88.91	Zr 91.22	Nb 92.91	Mo 95.94	Tc 99	Ru 101.07 Rh 102.91 Pd 106.4
द्वितीय श्रेणी:	Ag 107.87	Cd 112.40	In 114.82	Sn 118.69	Sb 121.75	Te 127.60	I 126.90	
6 प्रथम श्रेणी:	Cs 132.90	Ba 137.34	La 138.91	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.85		Os 190.2 Ir 192.2 Pt 195.09
द्वितीय श्रेणी:	Au 196.97	Hg 200.59	Tl 204.37	Pb 207.19	Bi 208.98			

तत्वों के रासायनिक गुणधर्मों की जानकारी और निश्चित रूप में व्यवस्थित तत्वों द्वारा प्रदर्शित आवर्तिता के बारे में मेन्डेलीफ की अंतर्दृष्टि की रसायन के इतिहास में कोई समानता नहीं है। इस कार्य के फलस्वरूप आवर्त नियम के मौलिक सिद्धांतों की मजबूत नींव पड़ी। उन्होंने सर्वाधिक महत्त्वपूर्ण निष्कर्ष यह निकाला कि यदि तत्वों को उनके परमाणु भार के क्रम में व्यवस्थित किया जाए तो गुणधर्मों में क्रमबद्ध आवर्तिता होती है (गुणधर्मों की आवर्तिता)। यहाँ तक कि कुछ तत्वों के गुणधर्मों को उनके आविष्कार से पहले ही बता दिया गया। मेन्डेलीफ की आवर्त सारणी (3.1) परमाणु क्रमांक की खोज होने तक अत्यंत उपयोगी रही। अपितु कुछ अंतर्निहित दोषों ने इस पद्धति का विरोध किया।

3.3 आधुनिक प्रस्ताव

सन् 1913 में मोजले और उनके साथियों ने परमाणु क्रमांक का आविष्कार किया। परमाणु क्रमांक पर आधारित आवर्त सारणी आधुनिक आवर्त सारणी कहलाती है। मोजले ने सभी तत्वों

को उनके परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित किया और दिखलाया कि तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।

आधुनिक आवर्त नियम : तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।

3.4 आवर्त सारणी का दीर्घ रूप

तत्वों को आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में व्यवस्थित करने से एक ओर उनके इलेक्ट्रॉन विन्यास में तथा दूसरी ओर उनके भौतिक और रासायनिक गुणधर्मों में पूरा मेल रहता है। तत्वों के वर्गीकरण के लिए प्रयुक्त आधुनिक परमाणु संरचना की कुछ महत्त्वपूर्ण धारणाएँ नीचे दी गई हैं :

(i) रासायनिक अभिक्रिया के दौरान परमाणु की बाह्यतम कक्षा में ही इलेक्ट्रॉनों की हानि अथवा प्राप्ति होती है।

(ii) किसी परमाणु का दूसरे परमाणुओं के साथ इलेक्ट्रॉनों का सहभाजन अधिकतर बाह्यतम कक्षा के द्वारा होता है। इस प्रकार परमाणु की बाह्यतम कक्षा में मौजूद इलेक्ट्रॉन प्रायः तत्वों के रासायनिक गुणधर्मों को निर्धारित करते हैं।

अतः हम निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि जिन तत्वों में बाहरी इलेक्ट्रॉन विन्यास समान होता है उनके भौतिक और रासायनिक गुणधर्म समान होने चाहिए। इसलिए आसान और व्यवस्थित अध्ययन के लिए उन्हें एक साथ रखना चाहिए।

उपर्युक्त तर्क को ध्यान में रखते हुए सभी ज्ञात तत्वों को उनके बढ़ते परमाणु क्रमांक के अनुसार व्यवस्थित किया गया। तत्वों के गुणधर्म आवर्ती फलन (नियत अंतराल के बाद पुनर्प्राप्ति) प्रदर्शित करते हैं। आवर्तिता सारणी 3.2 में दर्शायी गई है।

3.5 आवर्त सारणी के दीर्घरूप के संरचनात्मक लक्षण

(i) इस सारणी में 18 ऊर्ध्वाधर स्तंभ हैं जिन्हें वर्ग कहते हैं, इन्हें 1 से 18 तक की संख्या दी जाती है। प्रत्येक वर्ग का विशिष्ट विन्यास होता है।

(ii) इसमें कोष्ठों की सात पंक्तियाँ होती हैं, इन पंक्तियों को आवर्तक कहते हैं। आवर्त सारणी में सात आवर्तक होते हैं, जिन्हें 1 से 7 तक की संख्या दी जाती है

(iii) कुल 114 तत्व ज्ञात हैं। इनमें से 90 प्रकृति में पाए जाते हैं। अन्य नाभिकीय रूपांतरण द्वारा बनाए जाते हैं अथवा कृत्रिम रूप से संश्लेषित होते हैं। दोनों ही मानव-निर्मित विधियाँ हैं, किन्तु आप पाएंगे कि **'मानव-निर्मित तत्व'** नाम का प्रयोग परायूरेनियम तत्वों (यूरेनियम के बाद के तत्व) के लिए ही किया जाता है।

(iv) पहले आवर्तक में केवल दो तत्व हैं, यह बहुत लघु आवर्तक है। दूसरे और तीसरे आवर्तकों में, प्रत्येक में केवल आठ तत्व हैं, ये लघु आवर्तक हैं। चौथे और पांचवें आवर्तकों में, प्रत्येक में अठारह तत्व हैं, ये दीर्घ आवर्तक हैं। छठे आवर्तक में 32 तत्व हैं, यह भी दीर्घ आवर्तक है। सातवाँ आवर्तक अभी अपूर्ण है और जैसे-जैसे वैज्ञानिक अनुसंधान होता जाएगा इस आवर्तक में और तत्व शामिल होते जाएंगे।

GROUPS

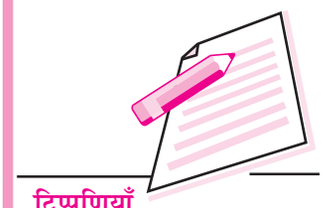
REPRESENTATIIVE ELEMENTS

PERIODS	Group A 1	2	TRANSITION ELEMENTS NA 3	IVA 4	VA 5	VIA 6	VIIA 7	VIIIA 8	VIIIA 9	VIIIA 10	IB 11	IB 12	13	14	15	16	17	18 Noble Gases	
P 1	1 Hydrogen H 1.0079	KA 2											B 10.81	C 12.011	N 14.0067	O 15.9994	F 18.9984	2 Helium Ne 20.179	2
E 2	3 Lithium LI 6.941	4 Berylium Be 9.01218											5 Baron B 10.81	6 Carbon C 12.011	7 Nitrogen N 14.0067	8 Oxygen O 15.9994	9 Fluonne F 18.9984	10 Neon Ne 20.179	2 8
R 3	11 Sodium Na 22.9898	12 Magnesium Mg 24.305											13 Aluninium AI 28.9815	14 Silicon SI 28.0855	15 Phosphorus P 30.9738	16 Suffer S 32.06	17 Chrorine Cl 35.453	18 Argon Ar 39.948	2 8 8
I 4	19 Potassium K 39.0.983	20 Calcium **Ca** ~~40.08~~	21 Scandium **Sc 44.9559**	22 Titanium 22 Titanium	23 Vandadium V 50.9415	24 Chromium Cr 51998	25 Manganese Mn 54.9380	26 Iron Fe 55.847	27 Cobak Co 58.9332	28 Nickel Ni 58.69	29 Copper Cu 83.546	30 Zinc Zn 85.39	31 Galium Ga 89.72	32 Gemanium Ge 72.59	33 Arsenic As 74.9216	34 Slenium Se 78.96	35 Bromine Br 79.904	36 Krypton Kr 83.80	2 8 18 8
O 5	37 Rubidium Rb 85.4678	38 Strontium Sr 87.62	39 Yttrium Y 88.9059	40 Zirconium Zr 91.224	41 Niobium Nb 92.9064	42 Molybdenum Mo 95.94	43 Technetium Tc 98.91	44 Ruthenium Ru 101.07	45 Rhoidium Rh 102.906	46 Palladium Pd 106.42	47 Silver Ag 107.868	48 Cadmium Cd 112.41	49 Indium In 114.82	50 Tin Sn 118.71	51 Antimony Sb 121.75	52 Telurium T e 127.80	53 Iodine I 128.905	54 Zenon Xe 131.29	2 8 18 18 8
D 6	55 Cesium Cs 132.905	56 Barium Ba 137.33	57 Lanthanum La 138.906	72 Hafnium Hf 178.49	73 Tantalum Ta 180.948	74 Wolfram (Tungsten) W 183.85	75 Rhenium Rc 188.207	76 Osmium Os 190.2	77 Idium Ir 192.22	78 Platinum Pt 195.08	79 Gold Au 196.967	80 Mercury Hg 200.59	81 Thalium TI 204.383	82 Lead Pb 207.2	83 Bismuth Bi 208.980	84 Polorium Po (209)	85 Astatine At (210)	86 Randon Rn (222)	2 8 18 32 18 8
S 7	87 Francium Fr (223)	88 Radium Ra 2256.025	89 Actinium Ac 227.028	104 Unnil-quadium Unq (261)	105 Unnil-pentium Unp (282)	106 Unnil-hexium Unn (283)	107 Unnil-septium Uns (262)	108 Unnil-octium Uno (265)	109 Unnil-ennium Une (266)										2 8 18 32 32 8
Lanthanide Series 6*			58 Carium Ce 140.12	59 Praseo-dymium Pr 140.908	60 Neodymium Nd 144.24	61 Promethium Pm (145)	62 Samarium Sm 150.36	63 Europium Eu 151.98	64 Gadolinium Gd 157.25	65 Terbium Tb 158.925	66 Dysprosium Dy 162.50	67 Holmium Ho 164.930	68 Erbium Er 167.28	69 Thelium Tm 168.934	70 Ytterbium Yb 173.04	71 Lutelium Lu 174.967	2 8 18 32 9 2
Actinide Series 7**			90 Thorium Th 232.038	91 Protactinium Pa 231.03	92 Uranium U 238.029	93 Neptunium Np 237.048	94 Plotonium Pu 239	95 Americium Am (243)	96 Curium Cn (247)	97 Berkelium Bk (247)	98 Califomium Cf (252)	99 Einsteinium Es (252)	100 Fermium Fm (257)	101 Mendelevium Md (258)	102 Nobelium No (259)	103 Lawrencium Lr (260)	2 8 18 32 32 9 2

20 Calcium — Atomic number (Z), Name of element

Ca 40.08 — Symbol of element, Atomic weight or mass number (A)

Table 15.2: Long from of Periodic Table.



(v) गुणधर्मों में समानता के आधार पर वर्गों अथवा वर्ग समूहों को उपनाम दिए गए हैं, उदाहरणार्थ

वर्ग 1 हाइड्रोजन को छोड़कर, वर्ग 1 के तत्वों को **क्षार धातु** कहा जाता है।

वर्ग 2 के तत्वों को **क्षारीय मृद्रा धातु** कहा जाता है।

वर्ग 3 से 12 के तत्वों को **संक्रमण धातु** कहा जाता है।

वर्ग 16 के तत्वों को **चैल्कोजेन** कहा जाता है।

वर्ग 17 के तत्वों को **हैलोजेन** कहा जाता है।

वर्ग 18 के तत्वों को **उत्कृष्ट गैसें** कहा जाता है।

इसके अतिरिक्त 58 से 71 तक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों को **लैन्थेनाइड** अथवा **आंतरिक संक्रमण** तत्व (प्रथम श्रेणी) कहा जाता है, परमाणु क्रमांक 90 से 103 तक के तत्वों को **ऐक्टिनाइड** अथवा **आंतरिक संक्रमण तत्व** (द्वितीय श्रेणी) कहा जाता है। संक्रमण अथवा आंतरिक संक्रमण तत्वों को छोड़कर अन्य सभी तत्वों को सामूहिक रूप में 'मुख्य वर्ग तत्व' कहा जाता है।

3.6 धातुओं, अधातुओं और उपधातुओं की स्थिति

आवर्त सारणी में धातुओं, अधातुओं और उपधातुओं की स्थिति ज्ञात करने के लिए आप बोरॉन (परमाणु क्रमांक 5) को टेलुरियम (परमाणु क्रमांक 52) से मिलाने वाली विकर्ण रेखा खींचिए जो सिलिकन और आर्सेनिक से गुजरती हो। अब हम निम्नलिखित निष्कर्ष निकाल सकते हैं :

(i) जो तत्व विकर्ण रेखा के ऊपर और दाईं ओर होते हैं, वे अधातु होते हैं (सिलीनियम इसका अपवाद है, इसके कुछ धात्विक लक्षण भी होते हैं)। तत्व, विकर्ण रेखा से जितना दूर और ऊपर की ओर होता है, अधात्विक लक्षण उतना ही सुस्पष्ट होता है।

(ii) जो तत्व विकर्ण रेखा के नीचे और बाईं ओर होते हैं, वे धातु होते हैं (हाइड्रोजन इसका अपवाद है, यह अधातु है)। तत्व विकर्ण रेखा से जितना दूर और नीचे की ओर होता है, धात्विक लक्षण उतना ही सुस्पष्ट होता है। सब लैन्थेनाइड और ऐक्टिनाइड, धातु होते हैं।

(iii) विकर्ण रेखा पर आने वाले तत्व उपधातु होते हैं, इनमें धातु और अधातु दोनों के लक्षण होते हैं। इनके अतिरिक्त जर्मेनियम, ऐन्टिमनी और सिलीनियम भी उपधातुओं के लक्षण प्रदर्शित करते हैं।

पाठगत प्रश्न 3.1

1. 14, 15 और 16 वर्ग के तत्वों को धातुओं, अधातुओं और उपधातुओं में वर्गीकृत कीजिए।
2. ऐलुमिनियम और पोटेशियम के धात्विक लक्षणों की तुलना कीजिए।

3. निम्न तत्वों की वर्ग संख्या लिखिए :

(i) क्षारीय मृद्रा धातुएँ

(ii) क्षार धातुएँ

(iii) संक्रमण धातुएँ

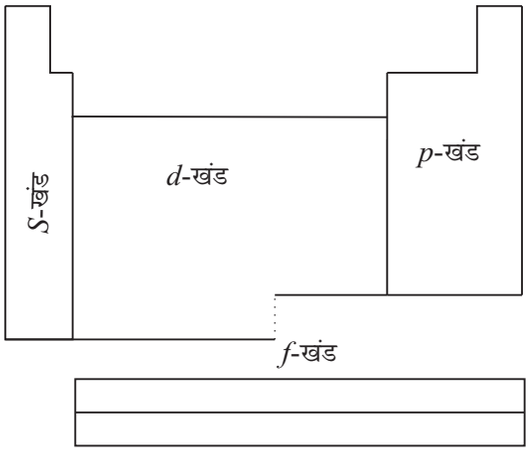
(iv) हैलोजेन

(v) उत्कृष्ट गैसें

4. पाँच मानव-निर्मित तत्वों के नाम बताइए।

3.7 तत्वों का '*s*', '*p*', '*d*', और '*f*' ब्लॉकों में संवर्गीकरण

आवर्त सारणी में तत्वों का सामूहीकरण अन्य तरीके से भी किया जा सकता है। इस सामूहीकरण में विभेदक इलेक्ट्रॉन (अंतिम इलेक्ट्रॉन) की स्थिति सबसे अधिक महत्त्वपूर्ण होती है। उदाहरण के लिए, यदि इलेक्ट्रॉन '*s*-उपकोश' में जाएगा तो तत्व '*s*-ब्लॉक' का होगा और यदि इलेक्ट्रॉन '*p*-उपकोश' में जाएगा तो तत्व '*p*-ब्लॉक' का होगा। इसी प्रकार यदि विभेदक इलेक्ट्रॉन परमाणु के '*d*-उपकोश' में जाता है तो तत्व '*d*-ब्लॉक' का होगा।



चित्र 3.1: *तत्वों का ब्लॉक के अनुसार संवर्गीकरण*

Mn और Zn के विन्यासों में कुछ अपवाद हैं। इन अपवादों के विषय में आप पाठ 21 में पढ़ेंगे।

ऊपर बताए गए तत्वों के सामूहीकरण का संबंध पूर्व वर्णित तत्वों के वर्ग समूहों से इस प्रकार होता है:

(i) *s*-ब्लॉक तत्व : सब क्षार धातुएँ और क्षारीय मृदा धातुएँ

(ii) *p*-ब्लॉक तत्व : वर्ग संख्या 13 से वर्ग संख्या 18 तक, सब तत्व

(iii) *d*-ब्लॉक तत्व : लैन्थेनाइड और ऐक्टिनाइड को छोड़कर, वर्ग संख्या 3 से वर्ग संख्या 12 तक, सब तत्व

(iv) *f*-ब्लॉक तत्व : लैन्थेनाइड (परमाणु क्रमांक 58 से 71) और ऐक्टिनाइड (परमाणु संख्या 90 से 103)

इसे चित्र 3.1 में दिखाया गया है।

100 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों की नामपद्धति

शुरू में नए तत्वों के नामकरण का कार्य पूर्णत: उसके आविष्कारक पर छोड़ दिया गया। सुझाए गए नामों को बाद में आई.यू.पी.ए.सी. ने सुनिश्चित किया। परंतु 104 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले कुछ तत्वों के मूल आविष्कारकों पर विवाद के कारण आई.यू.पी.ए.सी. ने 1994 में 'कमीशन ऑन नॉमनक्लेचर ऑफ इनार्गेनिक केमिस्ट्री' (सी.एन.आई.सी.) की स्थापना की। विश्वभर के रसायनज्ञों और कमीशन से विचार विमर्श के बाद आई.यू.पी.ए.सी. ने 1997 में 103 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों के लिए एक नामपद्धति की संस्तुति की।

- इसके अनुसार नामों की व्युत्पत्ति तत्व के परमाणु क्रमांक में 0 और संख्या 1-9 के निम्नलिखित संख्यासूचक मूल प्रयुक्त करके की जाती है।

0 = nil	3 = tri	6 = hex	9 = enn
1 = un	4 = quad	7 = sept	
2 = bi	5 = pent	8 = oct	

- परमाणु क्रमांक के अंकों के क्रम में इन मूलों को रखकर अंत में 'इयम्' जोड़ा जाता है।
- इस पद्धति से व्युत्पन्न और आई.यू.पी.ए.सी. द्वारा स्वीकृत, 103 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले कुछ तत्वों के नाम सारणी 3.3 में दिए गए हैं।

सारणी 3.3 : 103 से अधिक परमाणु क्रमांक वाले तत्वों की नामपद्धति

परमाणु क्रमांक	नाम	संकेत	आई.यू.पी.ए.सी. द्वारा स्वीकृत नाम	आई.यू.पी.ए.सी. प्रतीक
104	अननिलक्वाडियम	Unq	रदरफोर्डियम	Rf
105	अननिललपेंटियम	Unp	डबनियम	Db
106	अननिलहेक्सियम	Unh	सीबोर्जियम	Sg
107	अननिलसेप्टियम	Uns	बोहरियम	Bh
108	अननिलओक्टियम	Uno	हेस्सियम	Hs
109	अननिललियम	Une	मीटनेरियम	Mt

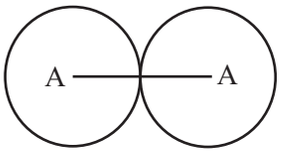
110	अन अनइलियम	Uun	–	–
111	अनअनअननियम	Uuun	–	–
112	अनअनबियम	Uub	–	–
113	अनअनट्रियम	Uut	–	–
114	अनअनक्वाडियम	Uuq	–	–
115	अनअनपेंटियम	Uup	–	–

3.8 परमाणु गुणधर्मों में आवर्तिता

आवर्त सारणी में निश्चित अंतराल के बाद कुछ अभिलाक्षणिक गुणधर्म बार-बार पुनः प्राप्त होते हैं, यद्यपि उनकी मात्राओं में भिन्नता होती है। इसी तथ्य को व्यक्त करने के लिए आवर्तिता शब्द का प्रयोग किया जाता है। इस प्रकार आवर्त सारणी में एक निश्चित स्थान से आरंभ करने के बाद और निश्चित दिशा में बढ़ने पर किसी गुणधर्म में लगातार वृद्धि अथवा कमी होती जाती है।

3.9 परमाणु आमाप

समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं में एक नाभिक के केन्द्र बिन्दु से दूसरे नाभिक के केन्द्र बिन्दु तक की दूरी से आबंध लंबाई प्राप्त होती है। इस आबंध लंबाई का आधा परमाणु त्रिज्या होता है (चित्र 3.2)। प्रत्येक आवर्तक के प्रथम सदस्य का आमाप सबसे अधिक होता है। इस प्रकार हम कह सकते हैं कि वर्ग 1 के परमाणु अपनी क्रमिक क्षैतिज पंक्तियों में सबसे बड़े होते हैं उसी प्रकार वर्ग 2 के परमाणुओं का आमाप भी बड़ा होता है किन्तु वे वर्ग 1 के संगत परमाणुओं से निश्चय ही छोटे होते हैं। इसका कारण यह है कि नाभिक का अतिरिक्त आवेश इलेक्ट्रॉनों को अंदर की ओर आकर्षित करता है जिससे उनका आमाप कम हो जाता है। जैसे-जैसे बाईं ओर से दाईं ओर को जाते हैं परमाणुओं के आमाप में कमी की यह प्रवृत्ति जारी रहती है। इसका उदाहरण चित्र 3.3 में दिया गया है। इसके कुछ अपवाद भी हो सकते हैं, जिनके कुछ अन्य कारण भी हो सकते हैं।



चित्र 3.2: *परमाणु त्रिज्या* $= \frac{1}{2} d_{A-A} = r$

चित्र 3.3: *आवर्त सारणी में बाईं से दाईं ओर, परमाणुओं का आमाप घटता जाता है।*

तत्वों के वर्ग में जैसे-जैसे नीचे की ओर जाते हैं प्रत्येक चरण में परमाणु का आमाप बढ़ता जाता है।

इस वृद्धि का कारण यह है कि जब हम किसी वर्ग में एक तत्व से दूसरे तत्व पर जाते हैं तो नए इलेक्ट्रॉन कोश बढ़ते जाते हैं।

3.10 आयनी आमाप

किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की वृद्धि अथवा हानि होने पर, आयन प्राप्त होता है।

$$M\,(g) \longrightarrow M^+\,(g) + e^- \qquad \text{(धनायन निर्माण)}$$

$$M\,(g) + e^- \longrightarrow M^-\,(g) \qquad \text{(ऋणायन निर्माण)}$$

जब परमाणु की बाह्यतम कक्षा से शिथिलताबद्ध इलेक्ट्रॉन निकल जाता है तो धनायन प्राप्त होता है। परमाणु, धन आवेश प्राप्त कर लेता है और आयन बन जाता है। इलेक्ट्रॉन निकल जाने से धनायन अपने परमाणु से छोटा हो जाता है। नाभिक का धनावेश, उदासीन परमाणु की अपेक्षा इलेक्ट्रॉनों की कम संख्या के साथ क्रिया करता है, इस प्रकार नाभिक द्वारा अधिक कर्षण होता है जिससे कम आमाप का धनायन प्राप्त होता है।

ऋणायन अपने परमाणु से बड़ा होता है क्योंकि बाह्यतम कक्षा में इलेक्ट्रॉन प्राप्त होने पर ऋण आवेशों की संख्या बढ़ जाती है और इस प्रकार धन आवेशों की अपेक्षा ऋण आवेशों की संख्या बढ़ जाती है। इससे कोशों पर नाभिक की पकड़ कम हो जाती है, जिससे ऋणायन का आमाप बढ़ जाता है।

धनायन सदैव अपने परमाणु से छोटा होता है और ऋणायन अपने परमाणु से बड़ा होता है। उदाहरण के लिए Na से Na^+ छोटा होता है जबकि Cl से Cl^- बड़ा होता है।

- मुख्य वर्गों में, किसी वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनी आमाप बढ़ता है, उदाहरणार्थ, $Li^+ = 0.76$ Å, $Na^+ = 1.02$ Å, $K^+ = 1.38$ Å आदि। ऐसा हर चरण में एक अतिरिक्त कोश जुड़ने के कारण होता है।
- आवर्त सारणी के किसी आवर्तक में बाएँ से दाएँ जाने पर धनायन के आमाप में कमी आती है। उदाहरणार्थ, $Na^+ = 1.02$ Å, $Mg^{2+} = 0.72$ Å, $Al^{3+} = 0.535$ Å आदि। ऐसा नाभिक में आवेश के बढ़ने के कारण और आयन पर आवेश के बढ़ने के कारण होता है।
- आवर्तक में बाएँ से दाएँ जाने पर ऋणायन के आयानी आमाप में भी कमी आती है। उदाहरणार्थ, $O^{2-} = 1.40$ Å, $F^- = 1.33$ Å आदि। ऐसा अंशतः नाभिकों में आवेश के बढ़ने और आयन पर आवेश के घटने के कारण होता है।

पाठगत प्रश्न 3.2

1. आइ.यू.पी.ए.सी. नामपद्धति के अनुसार परमाणु क्रमांक 105, 109, 112 और 115 वाले तत्वों के नाम लिखिए।

2. निम्नलिखित को बढ़ते आमाप के क्रम में लिखिए

   Na^+, Al^{3+}, O^{2-}, F^-

3. आवर्त सारणी में किसी वर्ग में ऊपर से नीचे और आवर्तक में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु आमाप पर क्या प्रभाव पड़ता है?

3.11 आयनन ऐन्थैल्पी

किसी तत्व के एक मोल के लिए गैसीय अवस्था में किसी वियुक्त परमाणु से सर्वाधिक शिथिलताबद्ध इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के लिए आवश्यक ऊर्जा को आयनन ऐन्थैल्पी कहते हैं। इसे kJ mol^{-1} (किलोजूल प्रति मोल) में व्यक्त किया जाता है।

$$M(g) + IE \rightarrow M^+(g) + e^-$$

जैसे-जैसे हम आवर्त सारणी के किसी आवर्तक में बाईं से दाईं ओर जाते हैं तत्वों की आयनन ऐन्थैल्पी की मात्रा नियमित रूप से बढ़ती चली जाती है।

इसी प्रकार किसी वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन ऐन्थैल्पी की मात्रा नियमित रूप से घटती चली जाती है। अत: किसी वर्ग में सबसे ऊपर स्थित सदस्य की आयनन ऐन्थैल्पी उस वर्ग में सबसे अधिक और अंत में स्थित सदस्य की आयनन ऐन्थैल्पी सबसे कम होती है। इसे सारणी 3.4 में दिखाया गया है।

सारणी 3.4: तत्वों की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी (kJ mol^{-1}) में

समूह	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
	1311																	2372
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	520	899											801	1086	1403	1410	1681	2081
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	496	737											577	786	1012	999	1255	1521
4	K	Ca	Se	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	419	590	631	656	650	652	717	762	758	736	745	906	579	760	947	941	1142	1351
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Te	Ru	Rn	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	403	549	616	674	664	685	703	711	720	804	731	876	558	708	834	869	1191	1170
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ti	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	376	503	541	760	760	770	759	840	900	870	889	1007	589	1007	589	715	703	813
7	Fr	Ra	Ac															
		912	1037															

आवर्त सारणी में तत्वों की आयनन ऐन्थैल्पी की मात्रा में भिन्नता निम्न कारकों पर निर्भर करती है :

(a) परमाणु का आमाप,

(b) परमाणु में नाभिकीय आवेश की मात्रा,

(c) आवरण का परिमाप,

(d) शामिल इलेक्ट्रॉनों के प्रकार (s, p, d, अथवा f)

- छोटे परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन अधिक मजबूती से बद्ध होते हैं, जबकि बड़े परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन कम मजबूती से बद्ध होते हैं। इसलिए जैसे-जैसे परमाणु आमाप बढ़ता है आयनन ऐन्थैल्पी घटती है।

- जब किसी परमाणु से इलेक्ट्रॉन निकलता है तो प्रभावी नाभिकीय आवेश, यानि नाभिक में आवेश की संख्या, और इलेक्ट्रॉनों की संख्या का अनुपात, बढ़ता जाता है। परिणामत: बचे हुए इलेक्ट्रॉन नाभिक के और पास आ जाते हैं और उन पर पकड़ और बढ़ जाती है। इसलिए दूसरे इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए और अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है। उदाहरणार्थ, Mg^+ आयन Mg परमाणु से छोटा है। Mg^+ में बचे हुए इलेक्ट्रॉनों पर पकड़ बढ़ जाती है। इसलिए द्वितीय आयनन ऐन्थैल्पी, प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी से अधिक होगी।

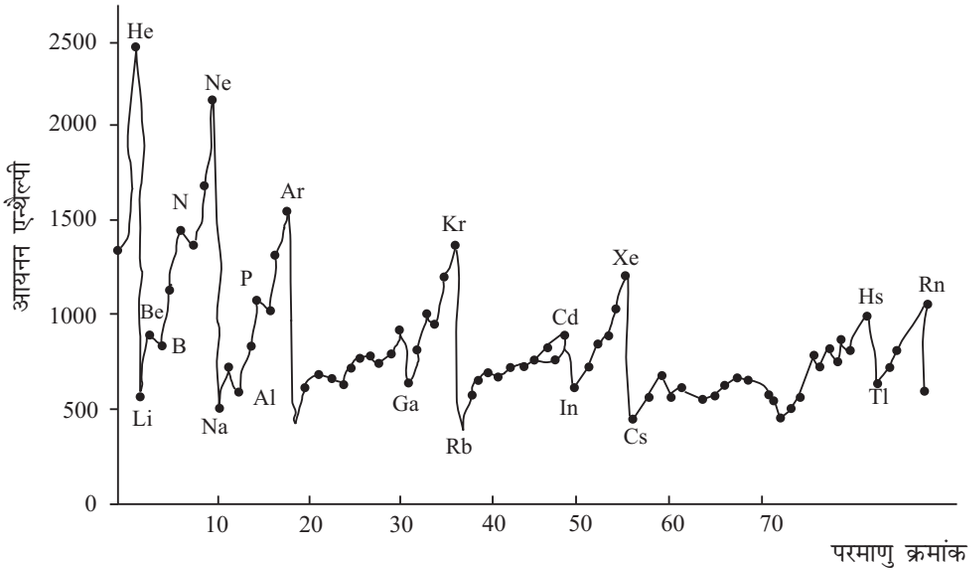
- *s, p, d* और *f* भिन्न आकारों के होते हैं, इसलिए आयनन ऐन्थैल्पी निकाले जाने वाले इलेक्ट्रॉन के प्रकार पर भी निर्भर करेगी। उदाहरणार्थ, *p*-उपकोशीय इलेक्ट्रॉन की तुलना में *s*-उपकोशीय इलेक्ट्रॉन अधिक मजबूती से बद्ध होते हैं क्योंकि वे *p*-उपकोशीय इलेक्ट्रॉन की तुलना में नाभिक के अधिक पास होते हैं। इसी प्रकार *d*-इलेक्ट्रॉन की तुलना में *p*-इलेक्ट्रॉन और *f*-इलेक्ट्रॉन की तुलना में *d*-इलेक्ट्रॉन अधिक मजबूती से बद्ध होते हैं। यदि अन्य सब कारक समान हों तो आयनन ऐन्थैल्पी का क्रम इस प्रकार होता है $s > p > d > f$

ये कारक एक साथ मिलकर नाभिक तथा उसके चारों ओर स्थित इलेक्ट्रॉनों के बीच आकर्षण बल की मात्रा को निर्धारित करते हैं। अत: इन कारकों के कुल परिणाम किसी तत्व की आयनन ऐन्थैल्पी की मात्रा को निर्धारित करते हैं। तत्वों की आयनन ऐन्थैल्पी की मात्रा में विभिन्नता और साथ ही उनके परमाणु क्रमांक चित्र 3.4 में दिखाए गए हैं।

चित्र 34 से स्पष्ट है कि :

(i) वर्ग 1 की धातुओं (Li, Na, K, Rb, आदि) की आयनन ऐन्थैल्पी उनकी क्रमिक आवर्तकों में सबसे कम है।

(ii) उत्कृष्ट गैसों (He, Ne, Ar, Kr, Xe और Rn) की आयनन ऐन्थैल्पी उनकी क्रमिक आवर्तकों में सबसे अधिक है, क्योंकि स्थिर पूर्णत: भरी हुए कक्षा में से इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए बहुत अधिक ऊर्जा की आवश्यकता होती है।



चित्र 3.4: *तत्वों की आयनन ऐन्थैल्पी में विभिन्नता*

(iii) आयनन ऐन्थैल्पी का मान एकसार नहीं बढ़ता। उदाहरणार्थ, B (बोरोन) की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी Be (बैरिलियम) से कम है; Al (ऐलुमिनियम) की आयनन ऐन्थैल्पी Mg (मैग्नीशियम) से कम है; O (ऑक्सीजन) की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी N (नाइट्रोजन) से कम है। इसे निम्नलिखित ढंग से समझा जा सकता है :

- Be और Mg की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी अपने बाद आने वाले तत्वों से अधिक है क्योंकि इनमें इलेक्ट्रॉन पूर्णतः भरे हुए *s*-उपकोश में से निकाला जा रहा है।
- N की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी O से अधिक है क्योंकि N में, इलेक्ट्रॉन आधे भरे हुए *p*-उपकोश में से निकाला जा रहा है।

एक मोल पदार्थ के लिए गैसीय अवस्था में किसी वियुक्त परमाणु से सर्वाधिक शिथिलताबद्ध इलेक्ट्रॉन के निष्कासन के लिए आवश्यक ऊर्जा को **आयनन ऐन्थैल्पी** कहते हैं। यह एक पूर्ण मान है और इसे प्रयोग द्वारा ज्ञात किया जा सकता है।

3.12 इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी

प्रत्येक परमाणु की प्रवृत्ति होती है कि वह इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण कर अथवा देकर उत्कृष्ट गैस विन्यास ग्रहण करें। जिन परमाणुओं के बाह्यतम कक्ष में पाँच, छः अथवा सात इलेक्ट्रॉन होते हैं उनकी इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण कर निकटतम उत्कृष्ट गैस का विन्यास प्राप्त करने की प्रवृत्ति होती है। उदाहरण के लिए हैलोजनों के बाह्यतम कक्ष में सात इलेक्ट्रॉन होते हैं। उनकी, एक इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर निकटतम उत्कृष्ट गैस विन्यास ग्रहण करने की प्रवृत्ति होती है। इस प्रक्रम में होने वाला ऊर्जा-परिवर्तन (ΔE) उस परमाणु की **इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी** कहलाती है।

गैसीय अवस्था में उदासीन परमाणुओं के एक मोल के लिए प्रत्येक परमाणु द्वारा एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने पर मुक्त अथवा अवशोषित ऊर्जा को इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी कहते हैं।

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)}$$

जहाँ X परमाणु को निरूपित करता है।

$$Cl\,(g) + e^- \longrightarrow Cl^-\,(g): \Delta E = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ऋणात्मक मान का अर्थ है कि ऊर्जा मुक्त हुई है जो अधिक स्थायीकरण की प्रवृत्ति को प्रदर्शित करता है। जैसे-जैसे हम आवर्तक में बाईं से दाईं ओर जाते हैं इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती जाती है। इसका कारण यह है कि अपेक्षाकृत छोटे परमाणु में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करना आसान होता है क्योंकि ग्रहण किया गया इलेक्ट्रॉन, धनावेशित नाभिक के अधिक निकट होता है। इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने पर हैलोजन अधिकतम ऊर्जा मुक्त करते हैं। दूसरी ओर धातुएँ, इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण नहीं करती हैं और उनका ΔE मान धनात्मक होता है।

जैसे-जैसे हम वर्ग में नीचे की ओर जाते हैं इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी के ऋणात्मक मानों में कमी होती जाती है, जो व्यक्त करता है कि परमाणुओं का वैद्युत धनात्मक लक्षण उसी के अनुसार बढ़ता जाता है। इसका कारण यह है कि जैसे-जैसे वर्ग में नीचे की ओर जाते हैं परमाणु का आमाप बढ़ता जाता है और सम्मिलित इलेक्ट्रॉन उच्चतर कोश में जाता है। कुछ तत्वों की इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी और आवर्त सारणी में उनकी स्थिति चित्र 3.5 में दर्शाई गई है। फ्लोरीन की तुलना में क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक है, ऐसा F परमाणु के छोटे आमाप के कारण है। जैसे-जैसे इलेक्ट्रॉन छोटे F परमाणु की तरफ आता है, अन्य इलेक्ट्रॉन उसे प्रतिकर्षित करते हैं।

सारणी 3.5: इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी / kJ mol^{-1}

	समूह							
आवर्त	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H							He
	- 73							+98
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	- 59.6	(0)	- 26.7	- 154	- 7	-111	-328	+116
3	Na						Cl	Ar
	-53						- 349	+ 96
4	K						Br	Kr
	- 48						- 325	+ 96
5	Rb						I	Xe
	- 47						- 295	+ 77
6								Rn
								+ 68

3.13 वैद्युत ऋणात्मकता

यह आकर्षण की उस मात्रा को व्यक्त करता है जिसके द्वारा किसी द्विपरमाणुक अणु में इलेक्ट्रॉन के आबंध युग्म किसी एक परमाणु द्वारा आकर्षित होते हैं। एक परमाणु, जैसे हाइड्रोजन का वैद्युत ऋणात्मकता मान स्वेच्छा से निर्धारित किया जाता है। उसके बाद हाइड्रोजन के सापेक्ष अन्य सब परमाणुओं का वैद्युत ऋणात्मकता मान निर्धारित किया जाता है। वैद्युत ऋणात्मकता संबंधी पॉलिंग मापक्रम एक ऐसा ही मापक्रम है जिसे सारणी 3.6 में दिखाया गया है।

किसी सहसंयोजी आबंध में परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की क्षमता को वैद्युत ऋणात्मकता कहते हैं।

हाइड्रोजन (H_2) अथवा फ्लोरीन (F_2) जैसे समनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु में सहसंयोजी आबंध का इलेक्ट्रॉन युग्म, प्रत्येक परमाणु द्वारा समान रूप से आकर्षित होता है। इस प्रकार दो परमाणुओं में से कोई भी इलेक्ट्रॉनों के आबंध युग्म को अपनी ओर स्थानांतरित नहीं कर सकता है। किन्तु विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु में आबंध को इलेक्ट्रॉन युग्म उस परमाणु की ओर स्थानांतरित हो जाते हैं जो अधिक वैद्युत ऋणात्मक होता है। उदाहरण के लिए HF अथवा HCl में आबंध का इलेक्ट्रॉन युग्म समान रूप से सहभाजित नहीं होता है और अधिक वैद्युत ऋणात्मक परमाणु F अथवा Cl आबंध युग्म को अपनी ओर स्थानांतरित कर लेता है, जिससे अणु का ध्रुवीकरण हो जाता है।

दो परमाणुओं में वैद्युत ऋणात्मकता का बहुत बड़ा अंतर निर्दिष्ट करता है कि उन दोनों के बीच का आबंध अत्यंत आयनी है, जैसे Cs^+F^-। दूसरी ओर यदि दो परमाणुओं के बीच वैद्युत ऋणात्मकताओं का अंतर शून्य हो तो वह निर्दिष्ट करता है कि आयनीलक्षण शून्य प्रतिशत है अत: अणु पूर्णतया सहसंयोजी है, उदाहरणार्थ H_2, Cl_2, N_2 आदि।

सारणी 3.6 : पॉलिंग मापक्रम पर तत्वों की वैद्युत ऋणात्मकता

Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Se	Ge	As	Sc	Br
0.8	1.0	1.3	1.7	1.8	2.1	2.5
Cs	Ba					
0.7	0.9					

सर्वाधिक वैद्युत ऋणात्मक तत्व दूर दाईं ओर ऊपरी किनारे में स्थित हैं (उत्कृष्ट गैसें शामिल नहीं की जाती हैं)। जैसे-जैसे किसी वर्ग में नीचे की ओर जाते हैं अथवा आवर्तक में बाईं ओर जाते हैं वैद्युत ऋणात्मकता का मान कम होता जाता है। अत: फ्लोरीन सबसे अधिक वैद्युत ऋणात्मक और सीजियम सबसे कम वैद्युत ऋणात्मक तत्व है। (रेडियोएक्टिव होने के कारण फ्रैन्शियम को नहीं दर्शाया गया है)।

3.14 संयोजन व संयोजकता की परिकल्पना

तुम जानते हैं कि विभिन्न तत्वों के परमाणुओं के बाह्यतम या संयोजकता कक्षा में उपस्थित इकेक्ट्रॉनों की संख्या भिन्न होती है। बाह्यतम कक्षा में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों को संयोजक इलेक्ट्रान के रूप में जाना जाता है। किसी तत्व के एक परमाणु में उपस्थित संयोजक इकेक्ट्रॉनो की संख्या से उसकी संयोजन करने की क्षमता निर्धारित होती है। कोई परमाणु किसी एकल संयोजक (univalent) परमाणुओं के साथ जितने रासायनिक आवन्ध बनाता है वह संयोजकता कहलाती है। क्योंकि हाइड्रोजन एकल संयोजक परमाणु है। एक तत्व का परमाणु जितने हाइड्रोजन परमाणुओं से संयोजन करता है, वह तत्व की संयोजकता होती है। उदाहरण पानी (H_2O), अमोनिया (NH_3), तथा मीथेन (CH_4) में ऑक्सीजन, नाइट्रोजन व कार्बन की संयोजकताओं क्रमश: 2, 3 व 4 हैं।

जिन तत्वों के परमाणुओं में बाह्यतम कक्षा पूर्णपूरित होती है, कोई रासायनिक अभिक्रियाशीलता नहीं दर्शाते हैं। दूसरे शब्दों में संयोजन करने की क्षमता या संयोजकता शुन्य होती है। वे तत्व जिनकी बाह्यतम कक्षा पूर्ण पूरित होती है वे स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास रखते हैं। किसी मुख्य समूह के तत्व अपनी बाह्यतम कक्षा में इलेक्ट्रानों को अधिकतम संख्या आठ हो सकती है। इसे **अष्टक का नियम** कहते हैं। आप अध्याय 7 में इसके बारे में और अधिक पढ़ेंगे। आप संयोजन करने की क्षमता के बारे में पढ़ेंगे या एक परमाणु का दूसरे परमाणुओं के साथ अभिक्रिया करके अणुओं का बनाना, उसकी बाह्यतम संयोजन कक्षा में अष्टक प्राप्त करने की सहजता पर निर्भर करता है। तत्वों की संयोजकता अष्टक नियम प्रयोग से इलेक्ट्रानिक विन्यास से गणना की जा सकती है।

- यदि संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या 4 या उससे कम है तो संयोजकता संयोजी इलेक्ट्रानों की संख्या के बराबर होती है।
- यदि संयोजी इलेक्ट्रानों की संख्या चार से अधिक होती है तो सामान्तया संयोजकता आठ में से संयोजी इलेक्ट्रानों की संख्या कम के समान होती है।

अत:

संयोजकता = संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या (4 या कम संयोजी इलेक्ट्रान की संख्या)

संयोजकता = 8 - संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या (4 से अधिक संयोजी इलेक्ट्रॉन संख्या)

जिन तत्वों का परमाणु क्रमांक 1 से 18 तक होता है उनकी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास संयोजकता सहित तालिका 3.7 में दिये गये हैं।

सारणी 3.7: परमाणु संख्या 1 से 18 तक वाले तत्वों के परमाणुओं की संरचना, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और आम संयोजकता

तत्व का नाम	प्रतीक	परमाणु क्रमांक	प्रोटोनों की संख्या	न्यूट्रोनों की संख्या	इलेक्ट्रॉनों की संख्या	इलेक्ट्रान का वितरण				संयोजकर्ता
						K	L	M	N	
हाइड्रोजन	H	1	1	–	1	1	–	–	–	1
हीलियम	He	2	2	2	2	2	–	–	–	0
लीथियम	Li	3	3	4	3	2	1	–	–	1
बेरिलीयम	Be	4	4	5	4	2	2	–	–	2
बोरोन	B	5	5	6	5	2	3	–	–	3
कार्बन	C	6	6	6	6	2	4	–	–	4
नाइट्रोजन	N	7	7	7	7	2	5			3
आक्सीजन	O	8	8	8	8	2	6	–	–	2
फ्लोरीन	F	9	9	10	9	2	7	–	–	1
निऑन	Ne	10	10	10	10	2	8	–	–	0
सोडियम	Na	11	11	12	11	2	8	1		1
मैगनीशियम	Mg	12	12	12	12	2	8	2	–	2
एल्यूमीनियम	Al	13	13	14	13	2	8	3	–	3
सिलीकॉन	Si	14	14	14	14	2	8	4	–	4
फास्फोरस	P	15	15	16	15	2	8	5	–	3*
सल्फर	S	16	16	16	16	2	8	6	–	2
क्लोरीन	Cl	17	17	18	17	2	8	7	–	1
आर्गन	Ar	18	18	22	18	2	8	8	–	0

*तथापि तीसरे व उससे अधिक आवर्तो के तत्व अष्टक नियम से घोषित संयोजकर्ता से उच्च संयोजकर्ता दर्शाते हैं। क्योंकि *d* कक्षकों की उपस्थिति के कारण वाह्यतम कक्षा में आठ से अधिक इलेक्ट्रान व्यवस्थित कर सकते हैं।

3.14.1 इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और आर्वत सारणी

अब आप किसी परमाणु की आधार अवस्था (स्तर) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से जनित एक व्यवस्था को देख सकते हैं। यह व्यवस्था आर्वत सारणी को व्याख्या करता है। आर्वत सारणी के VIIIA समूह हीलियम, निआन आर्गन और क्रिप्टान तत्वों पर विचार करें। निआन आर्गन और क्रिप्टान के इलेक्ट्रानिक विन्यास में p उपकोश पूर्णतया भरी होती है। (हीलियम में 1s उपकोश भरी होती है; कोई p उपकोश सम्भव नहीं होता है)

हीलियम	$1s^2$
निआन	$1s^2\ 2s^2 2p^6$
आर्गन	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
क्रिप्टान	$1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 41)^6$

इस समूह के सदस्य तत्वों की अक्रियाशीलता के कारण इन्हें उत्कृष्ट गैसें कहा जाता है।

समूह 2 के क्षारीय मृदा तत्वों के सदस्य बेरिलियम, मैग्नीशियम और कैल्सियम के विन्यास को अब समझते हैं ये समान्य, मध्यम क्रियाशील तत्व हैं।

बेरिलियम	$1s^2 2s^2$	या	$[He]2s^2$
मैग्नीशियम	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	या	$[Ne]3s^2$
कैल्सियम	$Is^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 4s^2$	या	$[Ar]4s^2$

प्रत्येक विन्यास उत्कृष्ट गैस अन्तर्मार्ग (कोर) जैसा होता है अर्थात अन्त: कक्ष विन्यास उत्कृष्ट गैसों के समान होता है तथा ns^2 विन्यास में दो वाह्यतम इलेक्ट्रान होते हैं।

समूह 13 के बोरॉन, एल्यूमिनियम व गैलियम तत्व समानता रखते हैं इनके विन्यास हैं-

बोरॉन	$Is^2\ 2s^2 2p^1$	या	$[He]2s^2 2p^I$
एल्यूमिनियम	$ls^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$	या	$[Ne]3s^2 3p^1$
गैलियम	$2s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} 4s^2\ 4p^1$	या	$[Ar]3d1^0 4s^2 4p^1$

बोरॉन व एल्यूमिनियम उत्कृष्ट गैस कोर तथा तीन अधिक इलेक्ट्रानों का $ns^2\, np^1$ विन्यास होता है। गैलियम एक अतिरिक्त पूर्ण 3d उपकोश रखता है$(n-1)d^{10}$ इलेक्ट्रान के साथ उत्कृष्ट गैस कोर को प्राय: मिथ्या उत्कृष्ट गैस अन्तर्मार्ग (कोर) जाना जाता है। क्योंकि ये रासायनिक अभिक्रिया में सम्मिलित नहीं होते हैं। मिथ्या उत्कृष्ट गैस अन्तर्मार्ग (कोर) या उत्कृष्ट गैस के बाह्य अन्तर्मार्ग (कोर) में एक इलेक्ट्रॉन संयोजी इलेक्ट्रान कहलाता है। ऐसे इलेक्ट्रॉन रासायनिक क्रियाओं में सम्मिलित होते हैं। संमोजी इलेक्ट्रॉनों के विन्यास की समानता इस समूह के तत्वों की रासायनिक गुणों की समानता के लिए उत्तरदायी होते हैं।

पाठगत प्रश्न 3.3

1. परमाण्विक आमाप और आयनन ऐन्थैल्पी के बीच क्या संबंध है?
2. प्रत्येक युग्म में किस परमाणु की अधिक आयनन ऐन्थैल्पी होगी?

   (i) ${}_3Li, {}_{11}Na$ (ii) ${}_7N, {}_{15}P$

   (iii) ${}_{20}Ca, {}_{12}Mg$ (iv) ${}_{13}Al, {}_{14}Si$

   (v) ${}_{17}Cl, {}_{18}Ar$ (vi) ${}_{18}Ar$ and ${}_{19}K$

   (vii) ${}_{13}Al, {}_{14}C$
3. B से Be और Al से Mg की प्रथम आयनन ऐन्थैल्पी अधिक होती है - इस तथ्य की व्याख्या कीजिए।
4. अपने क्रमिक आवर्तकों में उत्कृष्ट गैसों की आयनन ऐन्थैल्पी सबसे अधिक क्यों होती है?
5. सबसे अधिक वैद्युत ऋणात्मक तत्व का नाम बताइए।

आपने क्या सीखा

- तत्वों के वर्गीकरण से उनका अध्ययन सुव्यवस्थित हो जाता है।
- आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में तत्वों की व्यवस्था उनके इलेक्ट्रॉन विन्यास पर निर्भर करती है।
- तत्वों के गुणधर्म उनके परमाणु क्रमांकों के आवर्ती फलन होते हैं।
- आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में सभी ज्ञात तत्वों को 18 वर्गों में व्यवस्थित किया गया है।
- आवर्त सारणी के दीर्घ रूप में सात क्षैतिज पंक्तियाँ (आवर्तक) होती हैं।
- वर्ग 1 और वर्ग 2 के तत्वों को क्रमशः क्षार धातुएँ और क्षारीय मृदा धातुएँ कहते हैं।
- वर्ग 17 और वर्ग 18 के तत्वों को क्रमशः हैलोजन और उत्कृष्ट गैस कहते हैं।
- *s*, *p*, *d* और *f* उपकोश में स्थित बाह्यतम इलेक्ट्रॉन के आधार पर आवर्त सारणी में *s*, *p*, *d* और *f* चार ब्लॉक होते हैं।
- तत्वों को उनके गुणधर्मों और आवर्त सारणी में उनकी स्थिति के आधार पर धातुओं, अधातुओं और उपधातुओं में विभाजित किया जा सकता है।
- परमाणु आमाप, आयनी आमाप, आयनन ऐन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी और वैद्युत ऋणात्मकता की किसी वर्ग और आवर्तक में आवर्ती फलन प्रतिपादित करते हैं।
- संयोजकता की व्याख्या करना सीख सकेगें।

पाठांत प्रश्न

1. आधुनिक आवर्त नियम को परिभाषित कीजिए।
2. सारणी 3.2 में दी गई आवर्त सारणी की सहायता से निम्नलिखित प्रश्नों के उत्तर दीजिए :
   (i) वर्ग 18 के तत्वों को ..... कहते हैं।
   (ii) क्षारीय और क्षारीय मृदा धातुओं को सामूहिक रूप से ..... ब्लॉक की धातु कहते हैं।
   (iii) साधारणतया हैलोजनों का सामान्य विन्यास ..... होता है।
   (iv) *p*-ब्लॉक के उस तत्व का नाम बताइए जो उत्कृष्ट गैस अथवा हैलोजन के अतिरिक्त, अन्य गैस हो।
   (v) '*s*' ब्लॉक बनाने वाले तत्वों के वर्गों के नाम बताइए।
   (vi) परमाणु क्रमांक 118 का तत्व अभी तक ज्ञात नहीं हुआ है। उसका संबंध किस ब्लॉक से होगा?
   (vii) यदि 7*s*, 7*p*, 6*d* और 5*f* ब्लॉक पूर्ण हों तो कुल कितने तत्व होंगे?

3. आवर्त सारणी में इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी और आयनन ऐन्थैल्पी में होने वाले परिवर्तन पर प्रकाश डालिए।
4. निम्नलिखित की व्याख्या कीजिए :
   (a) इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी
   (b) आयनन ऐन्थैल्पी
   (c) आयनी आमाप
   (d) वैद्युत ऋणात्मकता
5. विद्युत ऋणात्मकता क्या है? यह किस प्रकार, बनने वाले आबंध से संबंधित होती है?
6. क्लोरीन (Cl) की इलेक्ट्रॉन ग्रहण ऐन्थैल्पी फ्लोरीन (F) की तुलना में अधिक ऋणात्मक क्यों होती है?

अपने उत्तरों की जाँच कीजिए

3.1

1.

धातुएँ	अधातुएँ	उपधातुएँ
Sn, Pb	C	Si, Ge
Sb, Bi	N, P	As
Te, Po	O, S	Se

2. पोटेशियम, ऐलुमिनियम से अधिक धात्विक होता है।
3. (i) 2 (ii) 1 (iii) 3 - 12 (iv) 17 (v) 18
4. Np, Lw, No, Rf, Hs.

3.2

1. (i) अननिललपैन्टियम
   (ii) अननिलइनियम
   (iii) अनअनबियम
   (iv) अनअनपेंटियम
2. Al^{3+}, Na^{+}, F^{-}, O^{2-}
3. किसी आवर्तक में बाएँ से दाएँ परमाणु आमाप घटता है और वर्ग में ऊपर से नीचे बढ़ता है।

3.3

1. बढ़ते परमाणु आमाप के साथ आयनन ऐन्थैल्पी घटती है।

2. (i) $_{3}Li$ (ii) $_{7}N$ (iii) $_{12}Mg$
   (iv) $_{14}Si$ (v) $_{18}Ar$ (vi) $_{18}Ar$ (vii) $_{6}C$

3. Be का इलेक्ट्रॉन विन्यास $1s^2\ 2s^2$ होता है जबकि B का $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ होता है। Be में से इलेक्ट्रॉन पूर्णत: भरे s उपकोश में से निकाला जाता है जबकि B में p उपकोश के एकल इलेक्ट्रॉन को निकालते हैं। पूर्णत: भरा उपकोश अधिक स्थाई होता है। इसलिए Be की आयनन ऐन्थैल्पी B से और Mg की आयनन ऐन्थैल्पी Al से अधिक होती है।

4. उत्कृष्ट गैसों का कक्ष पूर्णत: भरा तथा स्थाई होता है, इसलिए अपने क्रमिक आवर्तक में इनकी आयनन ऐन्थैल्पी सबसे अधिक होती है।

5. फ्लोरीन (F)