એકમ 3

તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા (Classification of Elements and Periodicity in Properties)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- તત્ત્વોના ગુણધર્મોને આધારે તેમની સમૂહમાં ગોઠવણી કરવાની સંકલ્પના આવર્તકોષ્ટકના વિકાસ તરફ કેવી રીતે દોરી ગઈ તેની કદર કરશો.
- આવર્ત નિયમને સમજી શકશો.
- આવર્તી વર્ગીકરણના પાયામાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાની સાર્થકતાને સમજી શકશો.
- $Z > 100$ સહિતના તત્ત્વોના IUPAC નામ લખી શકશો.
- તત્ત્વોને *s, p, d, f* વિભાગમાં વર્ગીકૃત કરી શકશો અને તેમની મુખ્ય લાક્ષણિકતાઓ શીખી શકશો.
- તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણને ઓળખી શકશો.
- તત્ત્વોની પ્રતિક્રિયાત્મકતાની સરખામણી કરી શકશો અને તેનો તેમની કુદરતમાંથી થતી ઉત્પત્તિ સાથે સંબંધ બાંધી શકશો.
- આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ધાત્વીય ગુણ વચ્ચેના સંબંધને સ્પષ્ટ કરી શકશો.
- પરમાણુઓના કેટલાક અગત્યના ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય/આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી, વિદ્યુતઋણતા, તત્ત્વોની સંયોજકતા સંબંધિત ખ્યાલને પ્રસ્તુત કરવા વૈજ્ઞાનિક શબ્દ ભંડોળનો યોગ્ય ઉપયોગ કરી શકશો.

"આવર્તકોષ્ટક રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંત અને વ્યવહાર બંને માટે તાર્કિક રીતે સૌથી અગત્યની સંકલ્પના છે. તે વિદ્યાર્થીને હંમેશાં મદદરૂપ થાય તેવું, વ્યાવસાયિકોને સંશોધનો માટેની નવી રાહ સૂચવનારું અને સંપૂર્ણ રસાયણવિજ્ઞાનને સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે રજૂ કરનારું છે. તે રાસાયણિક તત્ત્વો એ વસ્તુઓનું યાદચ્છિક ઝૂમખું નથી પણ તેના બદલે વર્ગમાં એકસાથે ગોઠવાયેલા અને વલણોને પ્રદર્શિત કરનારા છે તેવા સત્યને નોંધપાત્ર રીતે નિદર્શિત કરનારું છે. આવર્ત કોષ્ટક અંગેની જાગૃતિ એવી દરેક વ્યક્તિ માટે જરૂરી છે કે જે વિશ્વના પ્રશ્નોના ઉકેલ ઇચ્છે છે અને આવર્તકોષ્ટક રસાયણ-વિજ્ઞાનના પાયાના એકમ એવા રાસાયણિક તત્ત્વોથી કેવી રીતે બન્યું છે તે જોવા માંગે છે."

– ગ્લેન ટી. સીબોર્ગ (Glenn T. Seaborg)

આ એકમમાં આપણે હાલમાં જે આવર્તકોષ્ટક અસ્તિત્વમાં છે તેનો ઐતિહાસિક વિકાસ અને આધુનિક આવર્ત નિયમનો અભ્યાસ કરીશું. આવર્તી વર્ગીકરણ પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાની તાર્કિક ફલશ્રુતિને કેવી રીતે અનુસરે છે તે પણ આપણે શીખીશું. અંતમાં આપણે તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં કેટલાક આવર્તી વલણોને તપાસીશું.

3.1 આપણને તત્ત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા શા માટે જરૂરી જણાઈ ? (Why Do We Need to Classify Elements ?)

આપણે જાણીએ છીએ કે બધા જ પ્રકારના દ્રવ્યોના પાયાનો એકમ તત્ત્વ છે. વર્ષ 1800માં માત્ર 31 તત્ત્વો જ જાણીતા હતા. વર્ષ 1865માં જાણીતા તત્ત્વોની સંખ્યા બમણાથી વધારે 63 જેટલી થઈ. હાલમાં 114 તત્ત્વો જાણીતા છે. તે પૈકીના તાજેતરમાં શોધાયેલા તત્ત્વો માનવનિર્મિત છે. નવા તત્ત્વોના સંશ્લેષણના પ્રયત્નો ચાલુ છે. તત્ત્વોની સંખ્યા વધુ હોવાથી આ બધા તત્ત્વોના વ્યક્તિગત અને તેમના અસંખ્ય સંયોજનોના વ્યક્તિગત રાસાયણિક ગુણધર્મોનો અભ્યાસ ઘણો મુશ્કેલ છે. આ સમસ્યાનું નિરાકરણ કરવા વૈજ્ઞાનિકોએ પદ્ધતિસરનો માર્ગ શોધી તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું. આ વર્ગીકરણ માત્ર તત્ત્વોના જાણીતા રાસાયણિક સત્યો જ નહિ પણ આગળ અભ્યાસ માટે નવા તત્ત્વોની આગાહી કરવા તર્કસંગત દલીલો પણ પૂરી પાડશે.

3.2 આવર્તી વર્ગીકરણની ઉત્પત્તિ (Genesis of Periodic Classification)

તત્ત્વોનું સમૂહમાં વર્ગીકરણ, આવર્ત નિયમનો અને આવર્ત કોષ્ટકનો વિકાસ ઘણા વૈજ્ઞાનિકોના અવલોકનો અને પ્રયોગોમાંથી મેળવેલા તેમના જ્ઞાનનું પરિણામ છે. સૌપ્રથમ 1800ના શરૂઆતના દશકામાં જર્મન રસાયણવિજ્ઞાની જ્હૉન ડોબરેનરે (Johann Dobereiner) તત્ત્વોના ગુણધર્મોના વલણો વિષે વિચાર્યું. તેમણે 1829 સુધીમાં ત્રણ તત્ત્વોવાળા કેટલાક સમૂહો(**ત્રિપુટીઓ**)ના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા નોંધી. પ્રત્યેક કિસ્સામાં તેમને **ત્રિપુટી**ની મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વનો પરમાણ્વીય ભાર, બાકી બે તત્ત્વોના કુલ પરમાણ્વીય ભાર કરતા અડધો જોવા મળ્યો (કોષ્ટક 3.1). ઉપરાંત મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વના ગુણધર્મો બાકીના બે તત્ત્વોના ગુણધર્મો જેવા જોવા મળ્યા. ડોબરેનરે સૂચવેલ આ સંબંધ **ત્રિપુટીના નિયમ** તરીકે ઓળખાયો, પરંતુ ખૂબ જ ઓછા તત્ત્વો માટે જોવા મળેલ આ નિયમને એક સંયોગ ગણી નામંજૂર કરવામાં આવ્યો. ત્યારબાદ 1862માં ફ્રેન્ચ ભૂસ્તરશાસ્ત્રી એ. ઈ. બી. દ્ કાનકોર્ટોઇસે (A.E.B. de Chancourtois) તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કરવાનો પ્રયત્ન કર્યો. તેમણે જાણીતા તત્ત્વોને તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવીને નળાકાર કોષ્ટક બનાવ્યું કે જે નિશ્ચિત ગાળે ગુણધર્મોમાં પુનરાવર્તન દર્શાવતું હતું. આ પણ કોઈનું વધારે ધ્યાન ખેંચી શક્યું નહીં. 1865માં અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની જ્હૉન એલેક્ઝાન્ડર ન્યુલૅન્ડે (John Alexander Newland) **અષ્ટકનો નિયમ** (Law of Octaves) રજૂ કર્યો. તેમણે તત્ત્વોને પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવ્યા અને નોંધ્યું કે પ્રત્યેક આઠમા તત્ત્વના ગુણધર્મો પ્રથમ તત્ત્વના ગુણધર્મોને મળતા આવે છે (કોષ્ટક 3.2). આ સંબંધ એવા પ્રકારનો હતો, જેમ કે સંગીતના સૂરના અષ્ટકમાં પ્રત્યેક આઠમો સૂર પ્રથમ સૂર જેવો હોય છે. ન્યુલૅન્ડનો આ અષ્ટક નિયમ કેલ્શિયમ તત્ત્વ સુધી સાચો માલૂમ પડ્યો. જો કે તે સમયે તેનો આ ખ્યાલ વ્યાપક અને સ્વીકાર્ય નહોતો બન્યો, પરંતુ 1887માં તેને આ કાર્ય માટે રોયલ સોસાયટી, લંડન દ્વારા ડેવી ચંદ્રક એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો.

આજે આપણે જે આવર્ત નિયમ જાણીએ છીએ તેના વિકાસનો યશ રશિયન રસાયણવિજ્ઞાની દમિત્રી મૅન્ડેલીફ (Dmitri Mendeleev)(1834-1907) અને જર્મન રસાયણ-વિજ્ઞાની લોથર મેયરના (Lothar Meyer)(1830-1895) ફાળે જાય છે. સ્વતંત્ર રીતે કામ કરતાં આ બંને રસાયણ-વિજ્ઞાનીઓએ 1869માં જણાવ્યું કે જો તત્ત્વોને તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવવામાં આવે તો નિયમિત અંતરાલને અંતે તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા જોવા મળે છે. લોથર મેયરે ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય કદ, ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

ટેબલ 3.1 ડોબરેનરની ત્રિપુટીઓ

તત્ત્વ	પરમાણ્વીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણ્વીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણ્વીય ભાર
Li	7	**Ca**	40	**Cl**	35.5
Na	23	**Sr**	88	**Br**	80
K	39	**Ba**	137	**I**	127

ટેબલ 3.2 ન્યુલૅન્ડના અષ્ટકો

તત્ત્વ	**Li**	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**
પરમાણ્વીય ભાર	7	9	11	12	14	16	19
તત્ત્વ	**Na**	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**
પરમાણ્વીય ભાર	23	24	27	29	31	32	35.5
તત્ત્વ	**K**	**Ca**					
પરમાણ્વીય ભાર	39	40					

વિરુદ્ધ પરમાણ્વીય ભારનો આલેખ દોર્યો, જેમાં આવર્તીત રીતે પુનરાવર્તન પામતી ભાત જોવા મળી. પુનરાવર્તિત ભાતની લંબાઈ બાબતે લોથર મેયરે, ન્યૂલૅન્ડ્ કરતાં કંઈક જુદું જ અવલોકન કર્યું. 1868 સુધીમાં લોથર મેયરે તત્ત્વો માટેનું કોષ્ટક વિકસાવી દીધું હતું, જે આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકને તદ્દન મળતું આવતું હતું, પરંતુ તેનું આ કાર્ય દમિત્રી મૅન્ડેલીફના કાર્ય પહેલા પ્રકાશિત ન થઈ શક્યું. આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકના વિકાસમાં યોગદાનનો શ્રેય દમિત્રી મૅન્ડેલીફને આપવામાં આવ્યો છે.

જો કે આવર્ત સંબંધ વિશેના અભ્યાસની શરૂઆત ડોબરેનરે કરી હતી પણ આવર્ત નિયમને સૌપ્રથમ પ્રસિદ્ધ કરનાર તરીકે મૅન્ડેલીફ હતો. આ નિયમ આ પ્રમાણે છે...

તત્ત્વોના ગુણધર્મો તેમના પરમાણ્વીય ભારના આવર્તનીય વિધેય છે.

મૅન્ડેલીફે તત્ત્વોને કોષ્ટકની આડી હરોળ અને ઊભા સ્તંભમાં તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં તે પ્રમાણે ગોઠવ્યા કે જેથી સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વો એક ઊભા સ્તંભ કે સમૂહમાં ગોઠવાય. મૅન્ડેલીફની તત્ત્વોના વર્ગીકરણની પદ્ધતિ લોથર મેયર કરતા વધુ વિગતવાર હતી. મૅન્ડેલીફ આવર્તિતાના મહત્ત્વને સંપૂર્ણપણે સમજ્યો હતો અને તત્ત્વોના વર્ગીકરણ માટે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને વ્યાપક રીતે આધાર માન્યા હતા. મૅન્ડેલીફે ખાસ કરીને તત્ત્વો દ્વારા બનતા સંયોજનોના પ્રમાણસૂચક સૂત્રો અને તેમના ગુણધર્મોની સામ્યતાને આધાર માન્યા હતા. તેમને સમજાયું કે જો પરમાણ્વીય ભાર પ્રમાણેના ક્રમને ચુસ્તપણે અનુસરવામાં આવે તો વર્ગીકરણની તેમની યોજનામાં ઘણા તત્ત્વો લાયક ઠરતા નથી. તેમણે પરમાણ્વીય માપનને ભૂલભરેલું વિચારી પરમાણ્વીય ભારના ક્રમને અવગણીને સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા તત્ત્વોને એક સાથે મૂક્યા. દા.ત., ટેલુરિયમથી (સમૂહ VI) ઓછો પરમાણ્વીય ભાર ધરાવનાર આયોડિનને સમૂહ VIIમાં ફ્લોરિન, ક્લોરિન અને બ્રોમિન સાથે મૂક્યો, કારણ કે તેઓ સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા હતા (આકૃતિ 3.1). તે સમયે તેણે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વોને એક જ સમૂહમાં રાખવા તેવો પ્રાથમિક ખ્યાલ રાખ્યો હતો. તેણે સૂચવ્યું હતું કે હજુ સુધી ઘણા તત્ત્વો વણશોધાયેલા છે અને તેથી કોષ્ટકમાં કેટલીક ખાલી જગ્યાઓ રાખી હતી. દા.ત., મૅન્ડેલીફે જ્યારે આવર્ત કોષ્ટક પ્રસિદ્ધ કર્યું ત્યારે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમ બંને તત્ત્વો વણશોધાયેલા હતા. તેણે વણશોધાયેલા આ તત્ત્વો માટે એલ્યુમિનિયમની નીચે અને સિલિકોનની નીચે ખાલી જગ્યા રાખી હતી. મૅન્ડેલીફે આ તત્ત્વોને અનુક્રમે **એકા-એલ્યુમિનિયમ** અને **એકા-સિલિકોન** તરીકે દર્શાવ્યા હતા. મૅન્ડેલીફે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમના માત્ર અસ્તિત્વની આગાહી જ નહિ પણ તેમના કેટલાક સામાન્ય ભૌતિક ગુણધર્મો પણ વર્ણવ્યા હતા. બાદમાં આ તત્ત્વો શોધાયા હતા, જેના માટે મૅન્ડેલીફે આગાહી કરેલા કેટલાક ગુણધર્મો અને પ્રાયોગિક રીતે શોધાયેલા ગુણધર્મોની યાદી કોષ્ટક 3.3માં દર્શાવેલા છે.

મૅન્ડેલીફની પરિમાણ આધારે આગાહી કરવાની હિંમત અને તેમાં મેળવેલી સફળતાથી તે અને તેનું આવર્ત કોષ્ટક પ્રચલિત બન્યું હતું. વર્ષ 1905માં પ્રકાશિત થયેલું મૅન્ડેલીફનું આવર્ત કોષ્ટક આકૃતિ 3.1માં દર્શાવેલું છે.

કોષ્ટક 3.3

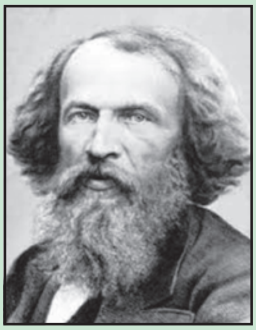
એકા-ઍલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તત્ત્વોના ગુણધર્મો અંગે મૅન્ડેલીફની આગાહી અને પ્રાયોગિક પરિણામો

ગુણધર્મો	એકા-ઍલ્યુમિનિયમ (આગાહી કરેલ)	ગૅલિયમ (શોધેલ)	એકા-સિલિકોન (આગાહી કરેલ)	જર્મેનિયમ (શોધેલ)
પરમાણ્વીય ભાર	68	70	72	72.6
ઘનતા / (g/cm^3)	5.9	5.94	5.5	5.36
ગલનબિંદુ /K	નીચું	302.93	ઊંચું	1231
ઑક્સાઇડનું સૂત્ર	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
ક્લોરાઇડનું સૂત્ર	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

સમૂહ અને આવર્તમાં તત્ત્વોની આવર્તી પદ્ધતિ

ક્રમ	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		હાઈડ્રોજન H 1.008							
2	હિલિયમ He 4.0	લિથિયમ Li 7.03	બેરિલિયમ Be 9.1	બોરોન B 11.1	કાર્બન C 12.0	નાઈટ્રોજન N 14.04	ઑક્સિજન O 16.00	ફ્લોરિન F 19.0	
3	નિયોન Ne 19.91	સોડિયમ Na 23.5	મૅગ્નેશિયમ Mg 24.3	ઍલ્યુમિનિયમ Al 27.0	સીલીકોન Si 28.4	ફૉસ્ફરસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	
4	આર્ગોન Ar 38	પોટેશિયમ K 39.1	કૅલ્શિયમ Ca 40.1	સ્કેન્ડિયમ Sc 44.1	ટીટેનિયમ Ti 48.1	વેનેડિયમ V 51.4	ક્રોમિયમ Cr 52.1	મૅંગેનિઝ Mn 55.0	આર્યન Fe 55.9, કોબાલ્ટ Co 59, નિકલ Ni 59 (Cu)
5		કોપર Cu 63.6	ઝિંક Zn 65.4	ગેલિયમ Ga 70.0	જર્મેનિયમ Ge 72.3	આર્સેનિક As 75	સેલેનિયમ Se 79	બ્રોમિન Br 79.95	
6	ક્રિપ્ટોન Kr 81.8	રૂબિડિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોન્શિયમ Sr 87.6	યેટ્રિયમ Y 89.0	ઝીર્કોનિયમ Zr 90.6	નીઓબિયમ Nb 94.0	મોલિબ્ડેનમ Mo 96.0		રૂથેનિયમ Ru 101.7, રહોડિયમ Rh 103.0, પેલેડિયમ Pd 106.5 (Ag)
7		સિલ્વર Ag 107.9	કેડમિયમ Cd 112.4	ઇન્ડિયમ In 114.0	ટીન Sn 119.0	એન્ટીમની Sb 120.0	ટેલ્યુરિયમ Te 127.6	આયોડિન I 126.9	
8	ઝેનોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સીરિયમ Ce 140				
9									
10				યીટર્બીયમ Yb 173		ટેન્ટાલમ Ta 183	ટંગસ્ટન W 184		ઓસ્મિયમ Os 191, ઈરીડિયમ Ir 193, પ્લેટિનમ Pt 194.9 (Au)
11		ગોલ્ડ Au 197.2	મરક્યુરી Hg 200.0	થેલિયમ Tl 204.1	લેડ Pb 206.9	બિસ્મથ Bi 208			
12			રેડિયમ Ra 224		થોરિયમ Th 232		યુરેનિયમ U 239		
વધુ ક્ષારીય ઑક્સાઇડ	R	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
ઉચ્ચ વાયુમય હાઇડ્રોજન સંયોજનો					RH_4	RH_3	RH_2	RH	

આકૃતિ 3.1 મૅન્ડેલીફનું અગાઉ પ્રસિદ્ધ થયેલું આવર્તકોષ્ટક



દમિત્રિ ઇવાનોવિચ મૅન્ડેલીફ
(1834-1907)

દમિત્રિ મૅન્ડેલીફનો જન્મ રશિયાના સાઇબેરિયાના તોબાલ્સ્કમાં થયો હતો. તેમના પિતાજીના અવસાન બાદ તેમનું કુટુંબ સેંન્ટ પિટસબર્ગ ખાતે ગયું હતું. તેમણે 1856માં રસાયણવિજ્ઞાન વિષય સાથે પારંગતની (M.Sc.) પદવી અને 1865માં વિદ્યાવાચસ્પતિની (Ph.D.) પદવી મેળવી હતી. તે 1867માં યુનિવર્સિટી ઑફ પિટ્સબર્ગ ખાતે રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. તેમના ગૌરવશાળી પુસ્તક 'રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંતો'નું પ્રાથમિક કાર્ય, મૅન્ડેલીફને **આવર્ત નિયમ** રજૂ કરવા અને તત્ત્વોના **આવર્તકોષ્ટક**ના નિર્માણ કરવા સુધી દોરી ગયું. તે સમયે પરમાણુના બંધારણ વિશે જાણકારી ન હતી અને તત્ત્વોના ગુણધર્મો કેટલીક રીતે તેમના પરમાણ્વીયભાર સાથે સંબંધિત છે તેવો મૅન્ડેલીફનો ખ્યાલ અતિ કલ્પનાજન્ય લાગતો હતો. મૅન્ડેલીફે કેટલાક તત્ત્વોને તેના રાસાયણિક ગુણધર્મોને ધ્યાનમાં રાખી યોગ્ય સમૂહમાં મૂકવા માટે તત્ત્વોની કેટલીક જોડીઓના ક્રમને ઉલટાવ્યો અને જાહેર કર્યું કે તેઓના પરમાણ્વીયભાર ખોટાં છે. મૅન્ડેલીફે તેમની દીર્ઘદૃષ્ટિથી તે સમયે વણશોધાયેલા તત્ત્વો માટે આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાન ખાલી રાખ્યા અને તેને સંબંધિત તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં જોવા મળતા વલણોના અવલોકનના આધારે વણશોધાયેલા તત્ત્વોના ગુણધર્મોની આગાહી કરી હતી. બાદમાં જ્યારે આ તત્ત્વો શોધાયા ત્યારે મૅન્ડેલીફે કરેલી આગાહી વિસ્મયકારક રીતે સાચી ઠરી.

મૅન્ડેલીફના આવર્ત નિયમે તે પછીના દશકા દરમિયાન સંશોધનના ઘણા ક્ષેત્રોને પ્રોત્સાહન આપ્યું હતું. 1890માં પ્રથમ બે ઉમદા વાયુઓ હિલિયમ અને આર્ગોનની શોધે તેને સમાન એવા બીજા તત્ત્વોને તે વર્ગમાં સમાવી શકવાની સંભાવના સૂચવી હતી. આ વિચારે રામસેને પોતાની ક્રિપ્ટોન અને ઝેનોનની સફળતાપૂર્વકની શોધને દોરવણી આપી હતી. વીસમી સદીની શરૂઆતમાં યુરેનિયમ અને થોરિયમની રેડિયોસક્રિય ખંડિત શ્રેણીના કાર્ય માટે આવર્તકોષ્ટકે માર્ગદર્શન પૂરું પાડ્યું હતું.

મૅન્ડેલીફ એક બહુમુખી પ્રતિભાશાળી વ્યક્તિ હતી. તે રશિયાના કુદરતી સ્રોતોને સંબંધિત ઘણા પ્રશ્નો વિશે કાર્ય કરતા હતા. તેમણે ક્ષતિરહિત બેરોમીટર બનાવ્યું હતું. 1890માં તેમણે પ્રાધ્યાપકના પદેથી રાજીનામું આપ્યું હતું. ત્યારબાદ તેમણે વજન અને માપન સંસ્થાના નિયામક તરીકે નિમવામાં આવ્યા હતા. તેમણે 1907માં પોતાના અવસાન સુધી ઘણા ક્ષેત્રોમાં મહત્ત્વના સંશોધન કાર્ય કરવાનું ચાલુ રાખ્યું હતું.

આધુનિક આવર્તકોષ્ટક પરથી તમે નોંધી શકશો કે 101 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ મેન્ડેલીવિયમ રાખવાથી મૅન્ડેલીફનું નામ અમર થઈ ગયું. આ નામ આ તત્ત્વની શોધ કરનાર અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગે સૂચવ્યું હતું. મૅન્ડેલીફ એવા પ્રથમ રસાયણવિજ્ઞાની હતા કે જેમણે વણશોધાયેલા તત્ત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મોની આગાહી કરવા માટે તત્ત્વોના આવર્તિતા સિદ્ધાંતનો આધાર લીધો. આ સિદ્ધાંત અનુયુરેનિયમ તત્ત્વોના નજીકના બધા તત્ત્વોની શોધ માટે ચાવીરૂપ બન્યો.

3.3 આધુનિક આવર્ત નિયમ અને આવર્તકોષ્ટકનું વર્તમાન સ્વરૂપ (Modern Periodic Law and the Present Form of the Periodic Table)

અહીં એ બાબત નોંધવા જેવી છે કે જ્યારે મૅન્ડેલીફે તેમનું **આવર્તકોષ્ટક** વિકસાવ્યું ત્યારે રસાયણવિજ્ઞાનીઓને પરમાણુના આંતરિક બંધારણ વિશે જાણકારી નહોતી. તેમ છતાં વીસમી સદીની શરૂઆત, અવપરમાણ્વીય કણો અંગેના સિદ્ધાંતોનો ઊંડાણપૂર્વક વિકાસ થયાની સાક્ષી પૂરે છે. 1913માં અંગ્રેજ ભૌતિકવિજ્ઞાની હેન્રી મોસલેએ (Henry Moseley) તત્ત્વોના ક્ષ-કિરણ વર્ણપટ લાક્ષણિકતામાં નિયમિતતા જોઈ હતી. તેમણે $\sqrt{\nu}$ (જ્યાં ν ઉત્સર્જિત ક્ષ-કિરણોની આવૃત્તિ છે.) વિરુદ્ધ પરમાણ્વીય-ક્રમાંક(Z)નો આલેખ દોર્યો, જે સીધી રેખા સ્વરૂપે મળ્યો પણ $\sqrt{\nu}$ વિરુદ્ધ પરમાણ્વીયભારનો આલેખ સીધી રેખા સ્વરૂપે ન મળ્યો. આ પરથી મોસલેએ દર્શાવ્યું કે તત્ત્વના પરમાણ્વીયભાર કરતાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધુ મૂળભૂત ગુણધર્મ છે. આના આધારે **મૅન્ડેલીફના આવર્ત નિયમ**માં સુધારો કરવામાં આવ્યો, જેને **આધુનિક આવર્ત નિયમ** કહે છે. તેને આ પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય છે.

તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો તેના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આવર્તનીય વિધેયો છે.

આવર્ત નિયમ દ્વારા કુદરતમાંથી મળી આવતા 94 જેટલા તત્ત્વોમાં નોંધનીય સમાનતા જોવા મળી (ઍક્ટિનિયમ અને પ્રોટેક્ટિનિયમની જેમ નેપ્ચ્યુનિયમ અને પ્લુટોનિયમ પણ પીચબ્લેન્ડ કે જે યુરેનિયમની કાચી ધાતુ છે તેમાંથી મળી આવ્યા). જેથી અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનને પ્રોત્સાહન મળ્યું અને કૃત્રિમ અલ્પજીવી તત્ત્વોની શોધ થઈ.

આપણે જાણીએ છીએ કે પરમાણ્વીય-ક્રમાંક કેન્દ્રના વીજભાર જેટલો (એટલે કે પ્રોટોનની સંખ્યા) અથવા તટસ્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલો હોય છે. જેનાથી ક્વૉન્ટમ આંકની સાર્થકતા અને ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાની આવર્તિતા સમજવી સરળ થઈ જાય છે. હાલમાં એ સ્વીકારવામાં આવ્યું છે કે આવર્ત નિયમ તત્ત્વો તથા તેના સંયોજનોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોનું પરિણામ છે કે જે તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પર આધાર રાખે છે.

સમયાંતરે આવર્તકોષ્ટકના અનેક સ્વરૂપો વિચારાયા હતા. કેટલાક સ્વરૂપો તત્ત્વોની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ અને સંયોજકતા પર ભાર મૂકતા હતા. જ્યારે બીજા સ્વરૂપો તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પર ભાર મૂકતા હતા. તત્ત્વોના **આવર્તકોષ્ટકના 'વિસ્તૃત સ્વરૂપ'** તરીકે ઓળખાતું આધુનિક સ્વરૂપ (આકૃતિ 3.2) વ્યાપક રીતે ઉપયોગમાં લઈ શકાય તેવું છે. આવર્તકોષ્ટકમાં આડી હરોળને (જેને મૅન્ડેલીફે **શ્રેણી** કહ્યું છે) **આવર્ત** કહેવામાં આવે છે અને ઊભા સ્તંભને **સમૂહ** કહે છે. જે તત્ત્વોના પરમાણુઓની સૌથી બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના સમાન જોવા મળે છે તેમને આવર્તકોષ્ટકના ઊભા સ્તંભોમાં ગોઠવવામાં આવે છે કે જે **સમૂહ** (group) અથવા **કુટુંબ** (family) તરીકે ઓળખાવા લાગ્યા હતા. IUPACની ભલામણ મુજબ જૂની પદ્ધતિ પ્રમાણે સમૂહોને આપેલા નંબરો IA…VII A, VIII, IB…VII B અને 0ને સ્થાને 1 થી 18 નંબર આપવામાં આવ્યા છે.

આવર્તકોષ્ટકમાં કુલ સાત આવર્તો છે. આવર્તક્રમ, આવર્તમાં તત્ત્વનો મહત્તમ ક્વૉન્ટમ આંક (n) દર્શાવે છે. પ્રથમ આવર્તમાં બે તત્ત્વો છે, તે પછીના આવર્તોમાં અનુક્રમે 8, 8, 18, 18 અને 32 તત્ત્વો છે. સાતમો આવર્ત અપૂર્ણ આવર્ત છે. સૈદ્ધાંતિક રીતે (ક્વૉન્ટમઆંકના આધારે) આ આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા છઠ્ઠા આવર્તની જેમ 32 છે. આવર્તકોષ્ટકના આ સ્વરૂપમાં છઠ્ઠા અને સાતમા આવર્તના (અનુક્રમે લેન્થેનાઇડ તત્ત્વો અને ઍક્ટિનાઇડ તત્ત્વો) 14-14 તત્ત્વોને નીચે અલગથી દર્શાવેલા છે.*

3.4 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ (Nomenclature of Elements with Atomic Numbers > 100)

અગાઉ તત્ત્વોનું નામકરણ પરંપરાગત પદ્ધતિ મુજબ જે-તે તત્ત્વના શોધકના (કે શોધકોના) નામ પરથી કરવામાં આવતું હતું તથા IUPAC દ્વારા તે નામને સમર્થન આપી મંજૂર રાખવામાં આવતું હતું, પરંતુ છેલ્લા કેટલાંક સમયમાં આ મુદ્દા પર વિવાદ થયેલો જોવા મળ્યો છે. ઊંચા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા નવા તત્ત્વ એટલા અસ્થાયી હોય છે કે તેમની નજીવી માત્રા (અને ક્યારેક-ક્યારેક તો કેટલાક પરમાણુ માત્ર જ) જ પ્રાપ્ત

* ગ્લેન ટી સીબોર્ગના કાર્યની શરૂઆત વીસમી સદીના મધ્યભાગમાં (1940) પ્લુટોનિયમની શોધથી થઈ હતી. બાદમાં બધા અનુયુરેનિયમ તત્ત્વોને (94 થી 102) આવર્તકોષ્ટકમાં પુનઃ ગોઠવી ઍક્ટિનોઇડ્સને લેન્થેનોઇડ્સની નીચે રાખવામાં આવ્યા. 1951માં સીબોર્ગને તેના કાર્ય માટે રસાયણવિજ્ઞાનનો નોબેલ પુરસ્કાર એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો. વિજ્ઞાની સીબોર્ગને સન્માન આપવા તત્ત્વ 106નું નામ સીબોર્ગિયમ (Sg) રાખવામાં આવ્યું છે.

ઉમદા વાયુઓ

આવર્ત ક્રમાંક	1 IA	2 IIA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIB	14 IVB	15 VB	16 VIB	17 VIIB	18 0
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $4f^{14}5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^17s^2$	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

પ્રતિનિધિ તત્ત્વો સમૂહ ક્રમાંક (1, 2; 13–18)

d સંક્રાંતિ તત્ત્વો — સમૂહ ક્રમાંક (3–12)

f - આંતર સંક્રાંતિ તત્ત્વો

* લેન્થેનોઇડ $4f^n5d^{0-1}6s^2$	58 Ce $4f^25d^06s^2$	59 Pr $4f^35d^06s^2$	60 Nd $4f^45d^06s^2$	61 Pm $4f^55d^06s^2$	62 Sm $4f^65d^06s^2$	63 Eu $4f^75d^06s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^95d^06s^2$	66 Dy $4f^{10}5d^16s^2$	67 Ho $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
** એક્ટીનોઇડ $5f^n6d^{0-2}7s^2$	90 Th $5f^06d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^66d^07s^2$	95 Am $5f^76d^07s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^96d^07s^2$	98 Cf $5f^{10}6d^07s^2$	99 Es $5f^{11}6d^07s^2$	100 Fm $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md $5f^{13}6d^07s^2$	102 No $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

આકૃતિ 3.2 તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ તત્ત્વોના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને તેઓની ધરા અવસ્થાની બાહ્ય ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના સહિત. IUPAC એ 1984માં કરેલી ભલામણ મુજબ સમૂહોને 1-18 નંબરો આપેલા છે. આ નવી સંકેત પદ્ધતિ જૂની નંબર આપવાની પદ્ધતિ IA–VIIA, VIII, IB–VIIB અને 0ને બદલે ઉપયોગમાં લેવાય છે.

થતી હોય છે. આ તત્ત્વોના સંશ્લેષણ અને લાક્ષણિકતાના અભ્યાસ માટે મોંઘા તથા આધુનિક સાધનો અને પ્રયોગશાળા આવશ્યક બને છે. વિશ્વની કેટલીક જ પ્રયોગશાળાઓમાં સ્પર્ધાની ભાવનાથી આવા કાર્ય થતા હોય છે. ક્યારેક-ક્યારેક વૈજ્ઞાનિકો નવા તત્ત્વ વિષેની વિશ્વસનીય માહિતી એકઠી કર્યા વિના તેની શોધ માટેનો દાવો કરવા લલચાતા હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે અમેરિકા અને સોવિયેત દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ 104 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ કર્યાના શ્રેય માટે દાવો કર્યો હતો. અમેરિકાના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને રૂથરફોર્ડિયમ તથા સોવિયેત દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને કુર્ચાટોવિયમ નામ આપ્યું. આ પ્રકારની મુશ્કેલીઓને દૂર કરવા માટે IUPACએ સૂચવ્યું કે જ્યાં સુધી તત્ત્વની શોધ સિદ્ધ ન થઈ જાય અને નામનું સમર્થન અધિકૃત રીતે ન થઈ જાય ત્યાં સુધી તત્ત્વના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આધારે 0 તથા 1 થી 9 સુધીના આંકડાના ઉપયોગથી સંખ્યાદર્શક શબ્દ સીધેસીધો નક્કી કરવામાં આવે. આ વિગત કોષ્ટક 3.4માં દર્શાવવામાં આવી છે.

કોષ્ટક 3.4 તત્ત્વોના IUPAC નામકરણ માટેની સંકેત પદ્ધતિ

અંક	નામ	ટૂંકું રૂપ
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

તત્ત્વના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક જે અંકોના બનેલા હોય તે અંકોના ક્રમમાં સંખ્યાદર્શક શબ્દ મૂકી 'ઇયમ' પ્રત્યય લગાવવાથી તત્ત્વનું નામ બને છે. કોષ્ટક 3.5માં 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોના નામકરણ દર્શાવેલા છે.

કોષ્ટક 3.5 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	નામ	સંજ્ઞા	IUPAC દ્વારા સ્વીકૃત નામ	IUPAC સંજ્ઞા
101	Unnilunium	Unu	મેન્ડેલિવિયમ	Md
102	Unnilbium	Unb	નોબેલિયમ	No
103	Unniltrium	Unt	લૉરેન્સિયમ	Lr
104	Unnilquadium	Unq	રુથર્ફોડિયમ	Rf
105	Unnilpentium	Unp	ડુબનિયમ	Db
106	Unnilhexium	Unh	સીબોર્ગિયમ	Sg
107	Unnilseptium	Uns	બોહ્‌રિયમ	Bh
108	Unniloctium	Uno	હાસિયમ	Hs
109	Unnilennium	Une	મેઇટ્નેરિયમ	Mt
110	Ununnillium	Uun	દરમ્સ્ટાદટિયમ	Ds
111	Unununnium	Uuu	રોન્ટજેનિયમ	Rg
112	Ununbium	Uub	કૉપરનિશિયમ	Cn
113	Ununtrium	Uut	*	–
114	Ununquadium	Uuq	ફ્લેરોવિયમ	Fl
115	Ununpentium	Uup	*	–
116	Ununhexium	Uuh	લિવરમોરિયમ	Lv
117	Ununseptium	Uus	*	–
118	Ununoctium	Uuo	*	–

* IUPAC દ્વારા નામકરણ કરવાનું બાકી છે.

આ રીતે નવા તત્ત્વને શરૂઆતમાં અસ્થાયી નામ અને ત્રણ અક્ષરોવાળી સંજ્ઞા આપવામાં આવે છે. ત્યારબાદ પ્રત્યેક દેશના IUPAC પ્રતિનિધિના મતદાનથી સ્થાયી નામ તથા સંજ્ઞા આપવામાં આવે છે. તત્ત્વના સ્થાયી નામમાં તેની શોધ થઈ હોય તે દેશ(અથવા જે-તે દેશનું રાજ્ય)નું નામ અથવા કોઈ પ્રસિદ્ધ વૈજ્ઞાનિકને બિરદાવવા તેનું નામ જોડવામાં આવે છે. અત્યાર સુધીમાં 112 પરમાણ્વીય-ક્રમાંક સુધીના તથા 114 અને 116 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોની શોધ થયેલી છે. 113, 115, 117 અને 118 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વો હાલમાં જાણીતા નથી.

કોયડો 3.1

120 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વના IUPAC નામ તથા સંજ્ઞા શું થશે ?

ઉકેલ :

કોષ્ટક 3.4 મુજબ 1, 2 તથા 0 અંકો માટે સંખ્યાદર્શક શબ્દ અનુક્રમે un, bi તથા nil થશે. તેથી 120 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ Unbinilium અને સંજ્ઞા Ubn થશે.

3.5 તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક (Electronic Configuration of Elements and the Periodic Table)

અગાઉના એકમમાં આપણે એ જાણ્યું કે કોઈ પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રૉનની ઓળખ ચાર ક્વૉન્ટમ આંકથી થઈ શકે છે. મુખ્ય ક્વૉન્ટમ્ આંક (n) પરમાણુની મુખ્ય શક્તિ સ્તર કે જેને **'કોશ'** (shell) કહે છે તેને દર્શાવે છે. આપણે એ પણ જાણ્યું કે પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રૉન કેવી રીતે પેટાકોશમાં ભરાય છે કે જેને આપણે *s, p, d, f* **કક્ષકો** કહીએ છીએ. પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રૉનના વિતરણને તેની **'ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના'** કહે છે. કોઈ તત્ત્વનું આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાન તેમાં છેલ્લે ભરાનાર કક્ષકના ક્વૉન્ટમ આંક દર્શાવે છે. આ ભાગમાં આપણે તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટકના વિસ્તૃત સ્વરૂપ વચ્ચેના સંબંધને જાણીશું.

(a) આવર્તમાં ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના :

આવર્તક્રમ બાહ્યતમ કક્ષા અથવા સંયોજકતા કોશ માટે nનું મૂલ્ય દર્શાવે છે. જેમ આવર્તક્રમ વધતો જાય તેમ મુખ્ય શક્તિ સ્તરનું મૂલ્ય વધતું જાય છે ($n = 1$, $n = 2$ વગેરે). એવું જોવા મળે છે કે પ્રત્યેક આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા, ભરાનારા શક્તિ સ્તરમાં ઉપલબ્ધ પરમાણ્વીય **કક્ષકો**ની સંખ્યાથી બમણી હોય છે. આ પ્રમાણે પ્રથમ આવર્તની ($n = 1$) શરૂઆત નીચલા શક્તિ સ્તર ($1s$) ભરાવાથી થાય છે. તેમાં બે તત્ત્વો હાઈડ્રોજન ($1s^1$) અને હિલિયમ ($1s^2$) હોય છે. આ રીતે પ્રથમ કોશ (K કોશ) પૂર્ણ થાય છે. બીજા આવર્તની ($n = 2$) શરૂઆત લિથિયમથી થાય છે જેમાં ત્રીજો ઈલેક્ટ્રૉન $2s$ કક્ષકમાં પ્રવેશે છે. પછીના તત્ત્વ બેરિલિયમમાં ચાર ઈલેક્ટ્રૉન હાજર હોય છે. તેની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2 2s^2$ છે, ત્યારબાદ બોરોન તત્ત્વથી શરૂ કરીને જ્યારે આપણે નિયોન તત્ત્વ સુધી પહોંચીએ છીએ ત્યારે $2p$ કક્ષક ઈલેક્ટ્રૉનથી સંપૂર્ણપણે ભરાઈ જાય છે. આ પ્રમાણે L કોશ નિયોન ($2s^2 2p^6$) તત્ત્વની સાથે પૂર્ણ થાય છે. આમ, બીજા આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા આઠ હોય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં ત્રીજા આવર્તની ($n = 3$) શરૂઆત સોડિયમ તત્ત્વથી થાય છે. જેમાં ઈલેક્ટ્રૉન $3s$ કક્ષકમાં ભરાય છે. બાદમાં $3s$ અને $3p$ કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રૉન ભરાવાથી ત્રીજા આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા સોડિયમથી આર્ગોન સુધી કુલ આઠ થાય છે. ચોથા આવર્તની ($n = 4$) શરૂઆત પોટેશિયમ તત્ત્વથી - $4s$ કક્ષક ભરાવાની શરૂઆત સાથે થાય છે. અહીં એ વાત મહત્ત્વની છે કે $4p$ કક્ષક ભરાવાની પહેલા $3d$ કક્ષક ભરાવાનું શરૂ થાય છે, જે શક્તિની દૃષ્ટિએ અનુકૂળ છે. આ રીતે આપણને તત્ત્વોની $3d$ **સંક્રાંતિ શ્રેણી** ($3d$ transition series) પ્રાપ્ત થાય છે. આ સ્કેન્ડિયમ (Z = 21)થી શરૂ થાય છે, જેની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના $3d^1 4s^2$ થાય છે. $3d$ કક્ષક ઝિંક (Z = 30) આગળ સંપૂર્ણપણે ભરાઈ જાય છે, જેની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના $3d^{10} 4s^2$ છે. ચોથો આવર્ત $4p$ કક્ષકો ભરાવાની સાથે ક્રિપ્ટોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. ચોથા આવર્તમાં કુલ 18 તત્ત્વો હોય છે. પાંચમો આવર્ત ($n = 5$) રુબિડિયમથી શરૂ થાય છે, જે ચોથા આવર્તને સમાન છે. $4d$ **સંક્રાંતિ શ્રેણી** ($4d$ transition series) યટ્રિયમથી શરૂ થાય છે. આ આવર્ત $5p$ કક્ષકો ભરાવાની સાથે ઝેનોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. છઠ્ઠા આવર્તમાં ($n = 6$) 32 તત્ત્વો હોય છે. આમ આગળને આગળ ઈલેક્ટ્રૉન $6s$, $4f$, $5d$ તથા $6p$ કક્ષકોમાં ભરાય છે. $4f$ કક્ષકો ભરાવાની શરૂઆત સીરિયમથી (Z = 58) થઈને લ્યુટેશિયમ (Z = 71) આગળ પૂર્ણ થાય છે. તેને $4f$ **આંતર સંક્રાંતિ શ્રેણી** અથવા **લેન્થેનોઈડ શ્રેણી** (Lanthanoid series) કહેવાય છે. સાતમો આવર્ત ($n = 7$), છઠ્ઠા આવર્તને સમાન છે. જેમાં ઈલેક્ટ્રૉન આગળને આગળ $7s$, $5f$, $6d$ અને $7p$ કક્ષકમાં ભરાય છે. આમાં મોટા ભાગના માનવનિર્મિત રેડિયોસક્રિય તત્ત્વો સમાવિષ્ટ છે. સાતમો આવર્ત 118 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ સાથે પૂર્ણ થશે, આ તત્ત્વ ઉમદા વાયુ સમૂહનું હશે. ઍક્ટિનિયમ (Z = 89)ની પછી

$5f$ કક્ષક ભરાવાના કારણે $5f$ **આંતર-સંક્રાંતિ શ્રેણી** પ્રાપ્ત થાય છે, જેને **ઍક્ટિનોઇડ શ્રેણી** (Actinoid series) કહેવાય છે. $4f$ અને $5f$ **આંતરસંક્રાંતિ શ્રેણીઓને** આવર્તકોષ્ટકના મુખ્ય ભાગની બહાર રાખવામાં આવી છે, જેથી તેમના બંધારણને જાળવી શકાય અને સાથે સાથે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વોને એક જ સ્તંભમાં રાખીને વર્ગીકરણના સિદ્ધાંતનું પણ પાલન કરી શકાય.

કોયડો 3.2

આવર્તકોષ્ટકના પાંચમા આવર્તમાં 18 તત્ત્વો હોય છે, તેને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?

ઉકેલ :

જ્યારે $n = 5$ તથા $l = 0, 1, 2, 3$ હોય ત્યારે પ્રાપ્ત કક્ષકો $4d$, $5s$ અને $5p$ ની શક્તિનો ચડતો ક્રમ $5s < 4d < 5p$ છે. આમ કુલ 9 કક્ષકો પ્રાપ્ય છે. જેમાં મહત્તમ 18 ઇલેક્ટ્રૉન ભરી શકાય છે. તેથી 5મા આવર્તમાં 18 તત્ત્વો હોય છે.

(b) સમૂહ પ્રમાણે ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના

એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તંભમાં રહેલા તત્ત્વોની સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના સમાન હોય છે. તેમની બાહ્યકક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા તથા ગુણધર્મો પણ સમાન હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે સમૂહ 1ના તત્ત્વોની (આલ્કલી ધાતુઓ) સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^1 હોય છે, જે નીચે દર્શાવેલું છે.

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	સંજ્ઞા	ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના
3	Li	$1s^22s^1$ **(અથવા)** $[He]2s^1$
11	Na	$1s^22s^22p^63s^1$ **(અથવા)** $[Ne]3s^1$
19	K	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ **(અથવા)** $[Ar]4s^1$
37	Rb	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^65s^1$ **(અથવા)** $[Kr]5s^1$
55	Cs	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^66s^1$ **(અથવા)** $[Xe]6s^1$
87	Fr	$[Rn]7s^1$

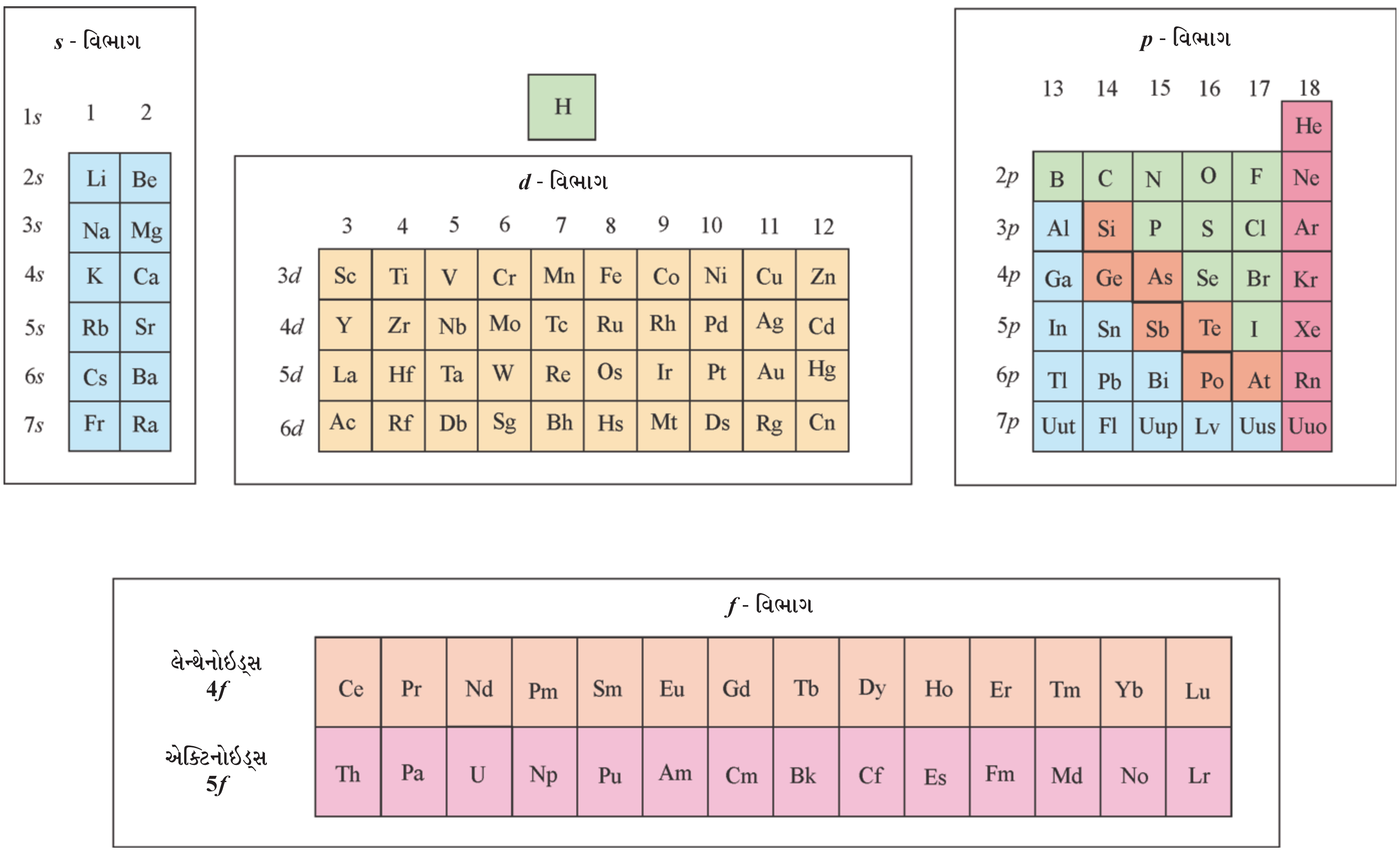
આ રીતે તે બાબત સ્પષ્ટ થાય છે કે કોઈ પણ તત્ત્વના ગુણધર્મ તેના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક પર આધારિત હોય છે નહિ કે તેના સાપેક્ષ પરમાણ્વીય-દળ પર.

3.6 ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકાર : *s*–, *p*–, *d*–, *f*– વિભાગો (Electronic Configurations and Types of Elements : *s*–, *p*–, *d*–, *f*– Blocks)

આઉફબાઉ (ક્રમશઃ ગોઠવણી થવી) સિદ્ધાંત અને પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના આવર્તી વર્ગીકરણનો સૈધ્ધાંતિક પાયો પૂરો પાડે છે. આવર્ત કોષ્ટકમાં ઊભા સ્તંભોમાં રહેલા તત્ત્વો એક સમૂહ અથવા કુટુંબની રચના કરે છે અને સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. આ સમાનતા એટલા માટે જોવા મળે છે કે તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા અને વિતરણ એક જ પ્રકારે હોય છે. આ તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ ચાર વિભાગો ***s*, *p*, *d* અને *f***માં કરી શકાય છે. જે-તે બાબત પર આધાર રાખે છે કે કયા પ્રકારની પરમાણ્વીય કક્ષકો ઇલેક્ટ્રૉન દ્વારા ભરાય છે. જેને આકૃતિ 3.3માં દર્શાવેલ છે. આ પ્રકારના વર્ગીકરણમાં બે અપવાદ જોવા મળે છે. પહેલો અપવાદ હિલિયમ છે. તેનું સ્થાન *s*-વિભાગમાં હોવું જોઈએ, પરંતુ આવર્તકોષ્ટકમાં તેનું સ્થાન સમૂહ 18ના તત્ત્વો સાથે *p*-વિભાગમાં છે. તેનું વાજબીપણું એ આધાર પર છે કે હિલિયમનો સંયોજકતા કોશ પૂર્ણપણે ($1s^2$) ભરાયેલો છે, જેથી તે ઉમદા વાયુ તત્ત્વો જેવા લક્ષણો ધરાવે છે. બીજો અપવાદ હાઇડ્રોજનનો છે. જેમાં માત્ર એક *s*-ઇલેક્ટ્રૉન છે. જેથી તેનું સ્થાન સમૂહ 1માં આલ્કલી ધાતુઓ સાથે હોવું જોઈએ. બીજી બાજુ તે એક ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પ્રાપ્ત કરી શકે છે. આ રીતે તેનું વર્તન સમૂહ 17ના (હેલોજન સમૂહ) તત્ત્વોની જેમ હોઈ શકે છે. આમ, હાઇડ્રોજનને વિશિષ્ટ કિસ્સો ગણીને આવર્તકોષ્ટકમાં સૌથી ઉપર અલગ સ્થાન આકૃતિ 3.2 અને 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આપવામાં આવ્યું છે. હવે આપણે આવર્તકોષ્ટકમાં દર્શાવ્યા મુજબના ચાર પ્રકારના તત્ત્વોના મુખ્ય લક્ષણોની ચર્ચા કરીશું. આ તત્ત્વો વિશેની વિશેષ ચર્ચા બાદમાં કરીશું. તેમના લક્ષણોની ચર્ચા કરવા માટે જે પારિભાષિક શબ્દોનો ઉપયોગ કરવામાં આવ્યો છે, તેનું વર્ગીકરણ મુદ્દા નં. 3.7માં કરવામાં આવ્યું છે.

3.6.1 *s*-વિભાગના તત્ત્વો (The *s*-Block Elements)

સમૂહ-1ના તત્ત્વો (આલ્કલી ધાતુઓ) અને સમૂહ-2ના તત્ત્વોની (આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ) બાહ્યતમ કક્ષામાં સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ક્રમશઃ ns^1 અને ns^2 છે. આ બંને સમૂહોને આવર્તકોષ્ટકમાં ***s*-વિભાગ**માં દર્શાવેલા છે. તેઓ સક્રિય ધાતુઓ



આકૃતિ 3.3 કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રૉન ભરાવાના આધારે આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોના વિભાગો. તત્ત્વોને ધાતુઓ, અધાતુઓ, અર્ધધાતુઓ જેવા મુખ્ય વર્ગોમાં પણ દર્શાવ્યા છે.

ધાતુઓ ( ), **અધાતુઓ** ( ), **અર્ધધાતુઓ** ( )

છે. તેમની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું હોય છે. આ તત્ત્વો સરળતાપૂર્વક બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને 1+ આયન (આલ્કલી ધાતુઓના કિસ્સામાં) કે 2+ આયન (આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓના કિસ્સામાં) બનાવે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચેની તરફ જતા આ ધાતુઓના ધાત્વીય લક્ષણ અને પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વધારો થાય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોવાના કારણે તેઓ કુદરતમાં શુદ્ધ સ્વરૂપે મળતા નથી. લિથિયમ અને બેરિલિયમ સિવાયના *s*-વિભાગના તત્ત્વોના સંયોજનો મુખ્યત્વે આયનીય હોય છે.

3.6.2 *p*-વિભાગના તત્ત્વો (The *p*-Block Elements)

આવર્તકોષ્ટકમાં ***p*-વિભાગમાં** સમૂહ13-18 સુધીના તત્ત્વોનો સમાવેશ થાય છે. ***s*-વિભાગ** અને ***p*-વિભાગ**ના તત્ત્વોને સંયુક્ત રીતે **પ્રતિનિધિ તત્ત્વો** (Representative Elements) અથવા **મુખ્ય સમૂહ તત્ત્વો** (Main Group Elements) કહે છે. *p*-વિભાગમાં દરેક આવર્તમાં તત્ત્વોની બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^2np^1થી ns^2np^6 સુધી બદલાતી રહે છે. દરેક આવર્ત ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^2np^6થી સમાપ્ત થાય છે. **ઉમદા વાયુ** તત્ત્વોમાં સંયોજકતા કોશની બધી કક્ષકો ઇલેક્ટ્રૉનથી પૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. જેમાંથી ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરીને કે ઉમેરીને આ સ્થાયી અવસ્થાને બદલવી બહુ મુશ્કેલ છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પ્રતિક્રિયાત્મકતા બહુ જ ઓછી હોય છે. ઉમદા વાયુ સમૂહ પહેલા અધાતુઓના રાસાયણિક રીતે બે અગત્યના સમૂહો છે. આ સમૂહો તરીકે 17મા સમૂહના **હેલોજન** તત્ત્વો (Halogens) અને 16મા સમૂહના **ચાલ્કોજન** તત્ત્વો (Chalcogens) છે. આ બંને સમૂહોના તત્ત્વો ઉચ્ચ ઋણ ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે. આ તત્ત્વો સરળતાથી અનુક્રમે એક અથવા બે ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વ જેવી સ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં અધાત્વીય લક્ષણમાં વધારો થાય છે, તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ધાત્વીય લક્ષણમાં વધારો થાય છે.

3.6.3 *d*-વિભાગના તત્ત્વો (સંક્રાંતિ તત્ત્વો) (The *d*-Block Elements) (Transition Elements)

આવર્તકોષ્ટકની મધ્યમાં રહેલા સમૂહ 3 થી 12ના તત્ત્વોને *d*-વિભાગના તત્ત્વો કહે છે. આ વિભાગના તત્ત્વોની ઓળખ તેની આંતરિક *d*-કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉન ભરાવાને આધારે કરી શકાય છે. આ કારણથી જ તેઓ ***d*-વિભાગના તત્ત્વ** કહેવાય છે. આ તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$ છે. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ છે. તેઓ મુખ્યત્વે રંગીન આયન બનાવે છે તથા જુદી જુદી સંયોજકતા (ઑક્સિડેશન અવસ્થા) ધરાવે છે અને અનુચુંબકીય ગુણ દર્શાવે છે. તેઓ કેટલીકવાર ઉદ્દીપક તરીકે પણ વપરાય છે. જો કે Zn, Cd અને Hgની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $(n-1)d^{10}ns^2$ હોવા છતાં તે ધાતુઓ સંક્રાંતિ તત્ત્વોના ઘણા લક્ષણો ધરાવતી નથી. *d*-વિભાગના તત્ત્વો રાસાયણિક રીતે વધુ સક્રિય એવા *s*-વિભાગના તત્ત્વો અને ઓછા સક્રિય એવા સમૂહ-13 અને સમૂહ-14ના તત્ત્વો વચ્ચે એક પ્રકારના સેતુ તરીકે કાર્ય કરે છે. તેથી જ *d*-વિભાગના તત્ત્વોને **'સંક્રાંતિ તત્ત્વો'** કહે છે.

3.6.4 *f*-વિભાગના તત્ત્વો (આંતર સંક્રાંતિ તત્ત્વો) (The *f*-Block Elements) (Inner-Transition Elements)

આવર્તકોષ્ટકના તળિયે જે બે આડી હરોળમાં તત્ત્વોને રાખવામાં આવ્યા છે તે પૈકીના Ce(Z = 58) – Lu(Z = 71) તત્ત્વોને **લેન્થેનોઇડ્સ** અને Th(Z = 90) – Lr(Z = 103) તત્ત્વોને **ઍક્ટિનોઇડ્સ** કહે છે. આ શ્રેણીના તત્ત્વોની ઓળખ તેમની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ દ્વારા થાય છે. આ તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રૉન *f*-કક્ષકમાં ભરાય છે, જેથી આ બે શ્રેણીના તત્ત્વો ***f*-વિભાગના તત્ત્વો (આંતરસંક્રાંતિ તત્ત્વો)** કહેવાય છે. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ છે. દરેક શ્રેણીમાં તત્ત્વોના ગુણધર્મો લગભગ સમાન હોય છે. ઍક્ટિનોઇડ શ્રેણીના શરૂઆતના તત્ત્વોની એકથી વધુ સંભવિત ઑક્સિડેશન અવસ્થાઓને કારણે આ તત્ત્વોનું રસાયણવિજ્ઞાન તેમને અનુરૂપ લેન્થેનોઇડ શ્રેણીના તત્ત્વો કરતા વધુ જટિલ હોય છે. ઍક્ટિનોઇડ શ્રેણીના તત્ત્વો રેડિયોસક્રિય હોય છે. ઘણા ઍક્ટિનોઇડ તત્ત્વોને કેન્દ્રિય પ્રક્રિયાઓ દ્વારા નેનોગ્રામ કે તેનાથી ઓછા પ્રમાણમાં પ્રાપ્ત કરવામાં આવ્યા છે. આ તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ પૂર્ણ રીતે થઈ શક્યો નથી. યુરેનિયમ પછીના તત્ત્વોને **અનુયુરેનિયમ તત્ત્વો** કહેવાય છે.

કોયડો 3.3

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક Z = 117 અને 120વાળા તત્ત્વોની શોધ હજુ સુધી થઈ શકી નથી. આ તત્ત્વોનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં કયા સમૂહમાં હોવું જોઈએ અને આ બંને તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના શું હશે તે જણાવો.

ઉકેલ :

આકૃતિ 3.2માં દર્શાવ્યા મુજબ સ્પષ્ટ છે કે પરમાણ્વીય-ક્રમાંક Z = 117વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં હેલોજન સમૂહ (સમૂહ 17)માં Atની નીચે હશે તથા તેની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$ હશે. પરમાણ્વીય-ક્રમાંક Z = 120વાળા તત્ત્વનું સ્થાન સમૂહ 2માં (આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ) Raની નીચે હશે તથા તેની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $[Uuo]8s^2$ હશે.

3.6.5 ધાતુઓ, અધાતુઓ અને ઉપધાતુઓ (Metals, Non-metals and Metalloids)

તત્ત્વોના *s-, p-, d-* અને *f*-**વિભાગ**માં વર્ગીકરણ ઉપરાંત તેઓના ગુણધર્મોના આધારે તેમનું મુખ્યત્વે **ધાતુઓ** અને **અધાતુઓમાં** વર્ગીકરણ (આકૃતિ 3.3) કરી શકાય છે. જાણીતા તત્ત્વો પૈકી 78 ટકાથી વધુ તત્ત્વો ધાતુઓ છે, જે **આવર્તકોષ્ટક**માં ડાબી બાજુ દર્શાવેલા છે. ધાતુઓ સામાન્ય રીતે ઓરડાના તાપમાને ઘનસ્વરૂપમાં હોય છે. [પારો તેનો અપવાદ છે, ગેલિયમ અને સીઝિયમના ગલનબિંદુ પણ ખૂબ જ નીચાં (અનુક્રમે 303 K અને 302 K છે) છે]. સામાન્ય રીતે ધાતુઓના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ઊંચા હોય છે. તેઓ ઉષ્મા સુવાહક અને વીજસુવાહક હોય છે. તેઓ ટિપાઉપણા (હથોડા વડે ટીપાઈને પાતળા પતરા બની શકવાનો ગુણ) અને તણાવપણાનો (જેમાંથી તાર ખેંચાઈ શકવાનો ગુણ) ગુણધર્મ ધરાવે છે. અધાતુઓ **આવર્તકોષ્ટક**માં જમણી બાજુએ ઉપરની તરફ હોય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. અધાતુઓ ઓરડાના તાપમાને ઘન અથવા વાયુ સ્વરૂપે હોય છે. તેના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ નીચાં હોય છે (બોરોન અને કાર્બન અપવાદ છે). તે ઉષ્મા અવાહક અને વિદ્યુત અવાહક હોય છે. મોટા ભાગની અધાતુઓ બરડ હોય છે. તે ટિપાઉપણા કે તણાવપણાનો ગુણધર્મ ધરાવતા નથી. **આવર્તકોષ્ટક**માંના સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા અધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે. તત્ત્વોમાં ધાત્વીયમાંથી અધાત્વીય ગુણધર્મમાં ફેરફાર એકાએક થતો નથી પણ આકૃતિ 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ જાડી સર્પાકાર (zigzag) રેખા મુજબ જોવા મળે છે. આ રેખાને અડોઅડ આવેલા અને **આવર્તકોષ્ટક**માં ત્રાંસી રીતે આગળ વધતાં તત્ત્વો (દા.ત., સિલિકોન, જર્મેનિયમ, આર્સેનિક, ઍન્ટિમની અને ટેલુરિયમ) ધાતુઓ અને અધાતુઓ એમ બંનેના ગુણધર્મો દર્શાવે છે. તેથી આ તત્ત્વોને **અર્ધધાતુ** (semi-metals) અથવા **ઉપધાતુઓ** (metalloids) કહેવામાં આવે છે.

કોયડો 3.4

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાનને ધ્યાનમાં રાખીને નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોને તેમના ધાત્વીય ગુણધર્મોના ચડતા ક્રમમાં ગોઠવો : Si, Be, Mg, Na, P

ઉકેલ :

આવર્તકોષ્ટકના સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે તથા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. આ મુજબ આપેલા તત્ત્વોને તેના ધાત્વીય ગુણધર્મના ચડતા ક્રમમાં નીચે મુજબ ગોઠવી શકાય : $P < Si < Be < Mg < Na$

3.7 તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Periodic Trends in Properties of Elements)

આવર્તકોષ્ટકમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અથવા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં ઘણી ભાતો (Pattern) જોવા મળે છે. દા.ત., એક જ આવર્તમાં, રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા વલણ સમૂહ 1ની ધાતુઓમાં વધુ, કોષ્ટકની મધ્યનાં તત્ત્વોમાં ઓછું અને સમૂહ 17ના અધાતુ તત્ત્વોમાં વધીને મહત્તમ જોવા મળે છે. તે જ પ્રમાણે પ્રતિનિધિ ધાતુ તત્ત્વોના સમૂહમાં (જેમકે આલ્કલી ધાતુ) ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા વધે છે, જ્યારે અધાતુઓના સમૂહમાં (જેમકે હેલોજન તત્ત્વો) ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઘટતી જાય છે. તત્ત્વોના ગુણધર્મો શા માટે આવું વલણ ધરાવે છે ? ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ કેવી રીતે સ્પષ્ટ કરી શકાય? આ બધા પ્રશ્નોના ઉત્તર માટે આપણે પરમાણુના બંધારણ અને પરમાણુના ગુણધર્મો તરફ ધ્યાન કેન્દ્રિત કરવું પડશે. આ ભાગમાં આપણે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોની આવર્તિતાની ચર્ચા કરીશું અને તેમને ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા તથા શક્તિસ્તર સંદર્ભે સમજીશું.

3.7.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Trends in Physical Properties)

તત્ત્વોના અનેક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ, ગલન ઉષ્મા, બાષ્પીભવન ઉષ્મા, પરમાણ્વીકરણ ઊર્જા વગેરે આવર્તી વલણ દર્શાવે છે, પરંતુ અહીં આપણે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતામાં આવર્તી વલણોની ચર્ચા કરીશું.

(a) પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (Atomic Radius)

તમે કલ્પના કરી શકો છો કે દડાની ત્રિજ્યા માપવાની સરખામણીમાં પરમાણુનું કદ માપવું અતિ જટિલ છે. શું તમને તેનું કારણ ખબર છે ? તેનું કારણ એ છે કે પરમાણુનું કદ (તેની ત્રિજ્યા ~1.2 Å એટલે 1.2×10^{-10} મીટર હોય છે.) અતિસૂક્ષ્મ છે. વળી, પરમાણુની ચારેબાજુ છવાયેલા ઇલેક્ટ્રૉન વાદળની કોઈ સ્પષ્ટ સીમા નક્કી નથી, તેથી પરમાણુનું કદ

ચોક્કસ રીતે માપી શકાતું નથી. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વ્યક્તિગત પરમાણુનું કદ માપવા કોઈ પ્રાયોગિક પદ્ધતિ નથી. તેમ છતાં સંયુક્ત અવસ્થામાં પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરને જાણવાથી પરમાણ્વીય કદનો અંદાજ કાઢી શકાય છે. એક પ્રાયોગિક માર્ગ એ છે કે સહસંયોજક અણુઓમાં એકલ બંધથી જોડાયેલા બે અધાત્વીય પરમાણુઓના કેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરની જાણકારીના આધારે **સહસંયોજક ત્રિજ્યા** (Covalent Radius) નક્કી કરી શકાય છે. દા.ત., ક્લોરિન અણુ(Cl_2)માં બંધ અંતર 198 pm છે. આ અંતરના અડધા મૂલ્યને (99 pm) ક્લોરિનની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા તરીકે લેવામાં આવે છે. ધાતુઓમાં **ધાત્વીય ત્રિજ્યાનું** મૂલ્ય ધાત્વીય સ્ફટિકમાં પાસપાસેના બે પરમાણુકેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરના અડધા મૂલ્ય જેટલું હોય છે. દા.ત., ઘન કૉપરમાં બે સંલગ્ન કૉપર પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર 256 pm છે, તેથી કૉપરની ધાત્વીય ત્રિજ્યા 128 pm વડે દર્શાવાય છે. સરળતા ખાતર આ પુસ્તકમાં આપણે સહસંયોજક ત્રિજ્યા કે ધાત્વીય ત્રિજ્યાને **પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા** વડે ઓળખીશું પછી તે તત્ત્વ અધાતુ હોય કે ધાતુ હોય. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા ક્ષ-કિરણ અથવા અન્ય વર્ણપટદર્શકીય (spectroscopic) પદ્ધતિઓ દ્વારા માપી શકાય છે.

કેટલાક તત્ત્વોની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાના મૂલ્યો કોષ્ટક 3.6માં દર્શાવેલા છે. અહીં બે પ્રકારના વલણો સ્પષ્ટ રીતે જોવા મળે છે. જેને આપણે કેન્દ્રિય વીજભાર અને શક્તિસ્તર વડે સમજાવી શકીએ છીએ. આકૃતિ 3.4(a)માં દર્શાવ્યા મુજબ બીજા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા તત્ત્વોના પરમાણ્વીય કદમાં ઘટાડો જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે એક જ આવર્તમાં રહેલા તત્ત્વોમાં બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન એક જ સંયોજકતા કોશમાં હોય છે, પરંતુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે તત્ત્વોમાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધતો જાય છે, તેના પરિણામે બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉનનું આકર્ષણ કેન્દ્ર તરફ વધતું જાય છે. તેથી પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. આકૃતિ 3.4(b)માં દર્શાવ્યા મુજબ **આવર્તકોષ્ટકના** એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તંભોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં વધારો થાય છે. આલ્કલી ધાતુ સમૂહ અને હેલોજન સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક(n)નું મૂલ્ય વધતું જાય છે અને સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રથી દૂર થતા જાય છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે આંતરિક શક્તિ સ્તરો ઇલેક્ટ્રૉનથી ભરાયેલા હોય છે, જે ઢાલ સ્વરૂપે બાહ્ય ઇલેક્ટ્રૉન પર કેન્દ્રના આકર્ષણને ઘટાડે છે. તેથી પરમાણુનું કદ વધતું જાય છે એટલે કે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે.

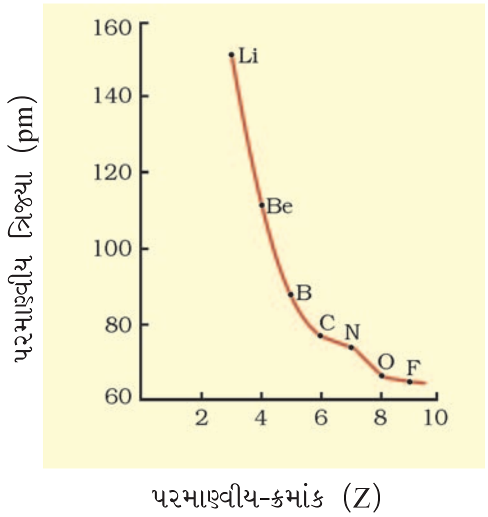
નોંધવા જેવું એ છે કે અહીં ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાનો વિચાર કરવામાં આવ્યો નથી. તેઓ એકલ પરમાણુ હોવાના કારણે તેમની (અબંધિત ત્રિજ્યા) ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય બહુ જ વધારે હોય છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની ત્રિજ્યાની સરખામણી અન્ય તત્ત્વોની સહસંયોજક ત્રિજ્યા સાથે ન કરતા તેઓની વાન્ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા સાથે કરવી જોઈએ.

કોષ્ટક 3.6(a) આવર્તોમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (pm)

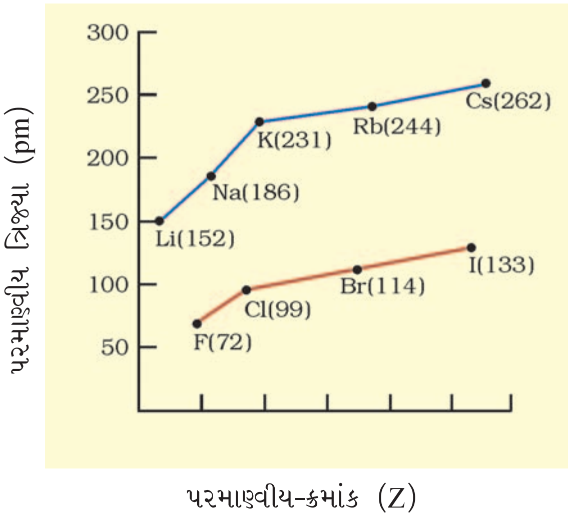
પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	152	111	88	77	74	66	64
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	186	160	143	117	110	104	99

કોષ્ટક 3.6(b) સમૂહોમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (pm)

પરમાણુ (સમૂહ I)	પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	પરમાણુ (સમૂહ 17)	પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



આકૃતિ 3.4(a) બીજા આવર્તના તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર



આકૃતિ 3.4(b) આલ્કલી ધાતુ અને હેલોજન સમૂહના તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર

(b) આયનીય ત્રિજ્યા (Ionic Radius)

સામાન્ય રીતે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને **ધન આયન** અને ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને **ઋણ આયન** બને છે. આયનીય સ્ફટિકોમાં ધન આયન અને ઋણ આયન વચ્ચેના અંતરના માપન દ્વારા આયનીય ત્રિજ્યા માપી શકાય છે. સામાન્ય રીતે તત્ત્વોની આયનીય ત્રિજ્યા, પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા જેવું જ વલણ દર્શાવે છે. ધન આયન તેના જનક પરમાણુ (parent atom) કરતાં નાનો હોય છે. કારણ કે તેની પાસે ઓછા ઇલેક્ટ્રૉન હોય છે, જ્યારે તેમનો કેન્દ્રીય વીજભાર તેટલો જ રહે છે. ઋણ આયનનું કદ તેના જનક પરમાણુ કરતા મોટું હોય છે. કારણ કે એક અથવા વધુ ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાવાના કારણે ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે અપાકર્ષણ વધે છે અને અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર ઘટે છે. દા.ત., ફ્લોરાઇડ આયન (F^-)ની આયનીય ત્રિજ્યા 136 pm છે, જ્યારે ફ્લોરિન પરમાણુની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા માત્ર 64 pm છે. બીજી તરફ સોડિયમ પરમાણુની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા 186 pm છે, જ્યારે સોડિયમ આયન (Na^+)ની આયનીય ત્રિજ્યા 95 pm છે.

કેટલાક પરમાણુઓ અને આયનોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સમાન જોવા મળે છે. જે **સમઇલેક્ટ્રૉનીય સ્પીસિઝ*** (isoelectronic species) તરીકે ઓળખાય છે. દા.ત., O^{2-}, F^-, Na^+ અને Mg^{2+} માં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા (10) સમાન છે, પણ તેમની ત્રિજ્યા જુદી જુદી છે. કારણ કે તેઓ જુદો જુદો કેન્દ્રિય વીજભાર ધરાવે છે. વધારે ધનવીજભાર ધરાવનાર ધન આયનની ત્રિજ્યા નાની હોય છે. કારણ કે તેના ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ વધારે હોય છે, જ્યારે વધારે ઋણ વીજભાર ધરાવનાર ઋણ આયનની ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય વધુ હોય છે, કારણ કે ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેના અપાકર્ષણની અસર કેન્દ્રિય વીજભાર કરતા વધી જાય છે. તેથી આયનનું વિસ્તરણ થાય છે એટલે કે આયનીય કદ વધે છે.

કોયડો 3.5

નીચે જણાવેલી સ્પીસિઝમાં કોની ત્રિજ્યા મહત્તમ અને કોની ત્રિજ્યા ન્યૂનતમ હશે ?

Mg, Mg^{2+}, Al, Al^{3+}

ઉકેલ :

એક જ આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે. ધનાયનનું કદ તેના જનક પરમાણુથી નાનું હોય છે. સમઇલેક્ટ્રૉનીય સ્પીસિઝમાં વધારે કેન્દ્રિય વીજભાર ધરાવનાર સ્પીસિઝની ત્રિજ્યા નાની હોય છે.

આમ, મહત્તમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Mg તથા ન્યૂનતમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Al^{3+} થશે.

(c) આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy)

તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવવાની વૃત્તિના જથ્થાત્મક માપને **આયનીકરણ એન્થાલ્પી** વડે દર્શાવાય છે. ધરાવસ્થામાં રહેલા મુક્ત વાયુમય તટસ્થ પરમાણુ(X)માંથી એક ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટેની જરૂરી ઊર્જાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો તત્ત્વ X માટે પ્રથમ આયનીકરણ

* સમાન સંખ્યામાં પરમાણુઓ, સમાન સંખ્યામાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન અને સમાન બંધારણ ધરાવતી બે કે વધારે સ્પીસિઝમાં સમાવિષ્ટ તત્ત્વો કે જેનો સ્વભાવ ગમે તે હોય.

એન્થાલ્પી, નીચેના સમીકરણમાં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર ($\Delta_i H$) છે.

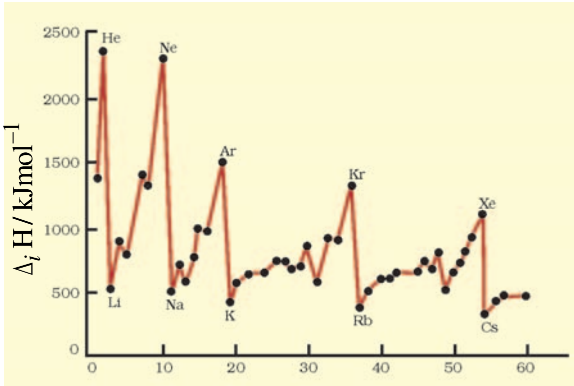
$$X(g) \rightarrow X^+(g) + e^- \quad (3.1)$$

આયનીકરણ એન્થાલ્પીને kJ mol^{-1} એકમમાં દર્શાવાય છે. તત્ત્વમાંથી બીજો સૌથી નિર્બળ રીતે જોડાયેલો ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. આ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયા (3.2)માં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

$$X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^- \quad (3.2)$$

પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટે હંમેશાં ઊર્જાની જરૂર પડે છે. આમ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી હંમેશાં ધન હોય છે. તત્ત્વની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય, પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. કારણ કે તટસ્થ પરમાણુ કરતાં ધનવીજભારિત આયનમાંથી ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવો વધુ મુશ્કેલ છે. તે જ રીતે તૃતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યથી વધારે હોય છે. આમ ત્યાર પછીની આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો ક્રમશઃ વધતા જાય છે. આયનીકરણ એન્થાલ્પી વિશે તે કયા સ્તરની છે તેનો નિર્દેશ થયો ન હોય તો તેને પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી સમજવી જોઈએ.

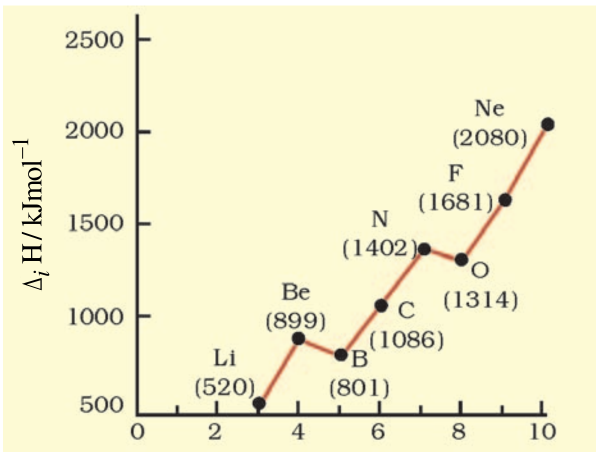
આકૃતિ 3.5માં 60 સુધીના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વો માટે પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો આલેખ સ્વરૂપે દર્શાવેલા છે. આલેખમાં આવર્તિતા અનિયમિત છે. આ આકૃતિથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે આલેખમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મહત્તમ મૂલ્યો ઉમદા વાયુ તત્ત્વોના છે, જે ઇલેક્ટ્રૉનથી પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષક ધરાવે છે. એટલે કે સ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ધરાવે છે. બીજી બાજુ આલેખમાં



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

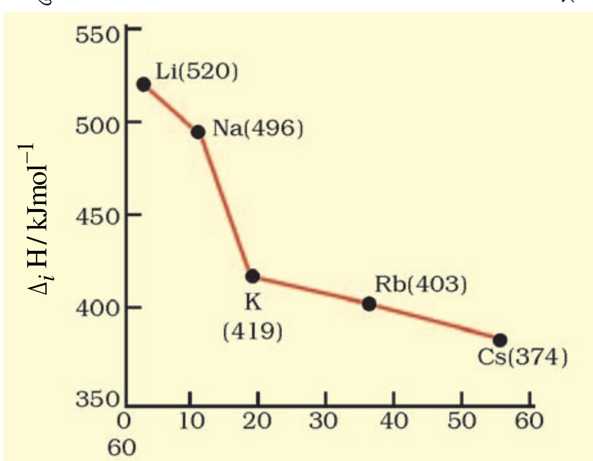
આકૃતિ 3.5 1થી 60 સુધીના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H$)માં થતો ફેરફાર

આયનીકરણ એન્થાલ્પીના ન્યૂનતમ મૂલ્યો આલ્કલી ધાતુઓના છે. આ ધાતુઓના આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો નીચાં હોય છે, તેથી તેઓ વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા ધરાવે છે. આ ઉપરાંત તમે બે પ્રકારના વલણો જોઈ શકશો. જેમકે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ છીએ ત્યારે પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટે છે. આ વલણોને આકૃતિ 3.6(a) અને 3.6(b)માં અનુક્રમે બીજા આવર્તના તત્ત્વો માટે અને પ્રથમ સમૂહના તત્ત્વો માટે સારી રીતે સમજાવેલા છે. તમે પણ આ વાતને સમર્થન આપશો કે તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા એકબીજા સાથે ગાઢ રીતે સંકળાયેલા ગુણધર્મો છે. આ વલણોને સમજવા માટે આપણે બે બાબતોને ધ્યાનમાં લેવી પડશે : (i) ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણ (ii) ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ. તત્ત્વોમાં અંદરની કક્ષામાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉન,



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

3.6 (a)



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

3.6 (b)

આકૃતિ 3.6(a) બીજા આવર્તના તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_i H$) તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકનું (Z) વિધેય છે.
આકૃતિ 3.6(b) આલ્કલી ધાતુની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_i H$) તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકનું (Z) વિધેય છે.

કેન્દ્ર અને સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે આવેલા હોવાથી તે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનને કેન્દ્રથી પરિરક્ષિત (shielded) કે આવરિત (screened) કરે છે. આ અસરને **શીલ્ડિંગ** (shielding) કે **સ્ક્રીનિંગ** (screening) અસર કહે છે. શીલ્ડિંગ અસરને કારણે પરમાણુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર કેન્દ્રમાં રહેલા વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભારથી ઓછો થાય છે. દા.ત., લિથિયમની $2s$ કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન તેની અંદરની કક્ષક $1s$ના ઇલેક્ટ્રૉન દ્વારા કેન્દ્ર તરફના આકર્ષણ માટે આવરિત થયેલા છે. તેથી લિથિયમના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારનું મૂલ્ય વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભાર +3 કરતાં ઓછું માલૂમ પડે છે. શીલ્ડિંગ અસરની અસરકારકતા વધારે ત્યારે હોય છે, જ્યારે પરમાણુની આંતરિક કક્ષાઓ સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય. આ પ્રકારની સ્થિતિ આલ્કલી ધાતુઓમાં જોવા મળે છે, જેમાં બાહ્યતમ કક્ષા nsમાં એક જ ઇલેક્ટ્રૉન હોય છે અને તેની અંદરની કક્ષામાં ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના હોય છે.

જ્યારે આપણે બીજા આવર્તમાં લિથિયમથી ફ્લોરિન તરફ જઈએ છીએ ત્યારે ક્રમશઃ ઇલેક્ટ્રૉન એક જ મુખ્ય શક્તિ સ્તરમાં જ ઉમેરાતો જાય છે, તથા આંતરિક ભરાયેલી કક્ષા દ્વારા શીલ્ડિંગ અસરમાં એટલો વધારો નથી થતો કે તે ઇલેક્ટ્રૉનના કેન્દ્ર તરફના વધતા આકર્ષણને સરભર કરી શકે. આવી પરિસ્થિતિમાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર દ્વારા બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન પર લાગુ પડતી આકર્ષણ અસર તેના પર લાગુ પડતી શીલ્ડિંગ અસર કરતાં વધી જાય છે. તેથી બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન વધુ મજબૂતાઈથી બંધાયેલા રહે છે. આમ, આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ આગળ વધતા તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યમાં વધારો થાય છે. તે જ રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રથી વધુ દૂર જતાં જાય છે તથા આંતરિક ઇલેક્ટ્રૉનના કારણે કેન્દ્ર પર શીલ્ડિંગ અસર વધુ હોય છે. આવી પરિસ્થિતિમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારની સરખામણીમાં શીલ્ડિંગ અસર વધુ મહત્ત્વની બની જાય છે. તેથી બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા માટે ઓછી ઊર્જાની જરૂર પડે છે. આમ, સમૂહમાં ઉપરથી નીચેની તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે.

આકૃતિ 3.6(a) પરથી તમે જાણી શકશો કે બોરોનનો અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધારે છે. તેમ છતાં બોરોન (Z = 5)ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય બેરિલિયમ (Z = 4)ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્ય કરતાં થોડું ઓછું છે. જ્યારે આપણે એક જ મુખ્ય શક્તિ સ્તરનો વિચાર કરીએ તો s-ઇલેક્ટ્રૉન, p-ઇલેક્ટ્રૉનની સરખામણીમાં કેન્દ્ર તરફ વધુ આકર્ષાય છે. બેરિલિયમમાં આયનીકરણથી દૂર કરવાનો થતો ઇલેક્ટ્રૉન s-ઇલેક્ટ્રૉન છે, જ્યારે બોરોનમાં આયનીકરણથી દૂર કરવાનો થતો ઇલેક્ટ્રૉન p-ઇલેક્ટ્રૉન છે. કેન્દ્ર તરફ $2s$-ઇલેક્ટ્રૉન, $2p$-ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં વધુ આકર્ષાયેલા હોય છે. આમ, બોરોનના $2p$-ઇલેક્ટ્રૉન બેરિલિયમના $2s$-ઇલેક્ટ્રૉનની સરખામણીમાં આંતરિક કક્ષાઓ દ્વારા વધુ શીલ્ડિંગ અસર અનુભવે છે. તેથી બેરિલિયમના $2s$-ઇલેક્ટ્રૉનની સરખામણીમાં બોરોનના $2p$-ઇલેક્ટ્રૉન વધુ સરળતાથી દૂર થઈ શકે છે. આમ, બેરિલિયમની સરખામણીમાં બોરોનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું છે. બીજી અનિયમિતતા આપણને ઑક્સિજન તથા નાઇટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યોમાં જોવા મળે છે. ઑક્સિજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય નાઇટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્ય કરતાં ઓછું છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે નાઇટ્રોજનના ત્રણેય બાહ્યતમ $2p$-ઇલેક્ટ્રૉન જુદી જુદી p-કક્ષકોમાં વિતરિત થયેલા છે (હુંડના નિયમ મુજબ). જ્યારે ઑક્સિજનના ચારેય $2p$-ઇલેક્ટ્રૉનમાંથી બે ઇલેક્ટ્રૉન એક જ $2p$-કક્ષકમાં ભરાય છે. તેથી ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન અપાકર્ષણ વધી જાય છે. પરિણામે નાઇટ્રોજનના ત્રણ $2p$-ઇલેક્ટ્રૉનમાંથી એક ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા કરતા ઑક્સિજનના ચાર $2p$-ઇલેક્ટ્રૉનમાંથી ચોથો ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવો વધુ સરળ છે.

કોયડો 3.6

ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વો Na, Mg અને Si ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_i H$નું મૂલ્ય ક્રમશઃ 496, 737 અને 786 kJ mol^{-1} છે. અનુમાન કરો કે ઍલ્યુમિનિયમની પ્રથમ $\Delta_i H$નું મૂલ્ય 575 કે 760 kJ mol^{-1} માંથી કોની વધુ નજીક હશે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.

ઉકેલ :

તે 575 kJ mol^{-1}ની વધુ નજીક હશે. ઍલ્યુમિનિયમનું મૂલ્ય, મૅગ્નેશિયમના મૂલ્યથી ઓછું હોવું જોઈએ. કારણ કે કેન્દ્રથી $3p$-ઇલેક્ટ્રૉન $3s$-ઇલેક્ટ્રૉન દ્વારા શીલ્ડિંગ અસર અનુભવે છે.

(d) ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી (Electron Gain Enthalpy)

જ્યારે વાયુરૂપ તટસ્થ પરમાણુમાં (X) એક ઇલેક્ટ્રૉન દાખલ થઈને ઋણ આયન બને છે ત્યારે થતાં એન્થાલ્પી ફેરફારને **ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg}H$)** કહે છે. સમીકરણ 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આ એન્થાલ્પી તે મૂલ્ય દર્શાવે છે કે પરમાણુ કેટલી સરળતાથી ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને ઋણ આયન બની શકે છે.

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) \qquad (3.3)$$

પરમાણુ દ્વારા ઇલેક્ટ્રૉન ગ્રહણ કરવાની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક હશે કે ઉષ્માશોષક હશે તે તત્ત્વના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. ઘણા તત્ત્વ જ્યારે ઇલેક્ટ્રૉન ગ્રહણ કરે છે ત્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય

કોષ્ટક 3.7 કેટલાંક પ્રતિનિધિ તત્ત્વોનાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો* ($kJ\ mol^{-1}$)

સમૂહ 1	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 16	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 17	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 0	$\Delta_{eg}H$
H	– 73					He	+ 48
Li	– 60	O	– 141	F	– 328	Ne	+ 116
Na	– 53	S	– 200	Cl	– 349	Ar	+ 96
K	– 48	Se	– 195	Br	– 325	Kr	+ 96
Rb	– 47	Te	– 190	I	– 295	Xe	+ 77
Cs	– 46	Po	– 174	At	– 270	Rn	+ 68

છે. આવી અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ઋણ હોય છે. દા.ત., સમૂહ 17ના તત્ત્વો(હેલોજન)ની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે. તેનું કારણ એ છે કે તેઓ માત્ર એક જ ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને સ્થાયી ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આ જ પ્રમાણે ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ધન હોય છે. કારણ કે નવો ઇલેક્ટ્રૉન દાખલ થાય છે ત્યારે તેને હાલના મુખ્ય શક્તિસ્તર કરતાં પછીના મુખ્ય શક્તિસ્તરમાં પ્રવેશવું પડે છે, જે વધુ અસ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના હોય છે. અહીં નોંધનીય છે કે આવર્તકોષ્ટકમાં ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની અગાઉ જમણી બાજુ ઉપરની તરફ ગોઠવાયેલા તત્ત્વો માટે ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે.

આયનીકરણ એન્થાલ્પીની સરખામણીમાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીમાં પરિવર્તનનો ક્રમ ઓછો નિયમિત છે. સામાન્ય નિયમ મુજબ આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં જ્યારે ડાબીથી જમણી તરફ જઈએ ત્યારે વધતા જતા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ થતી જાય છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારમાં વધારો થાય છે. તેથી નાના પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉન જોડાવાનું સરળ બને છે. કારણ કે દાખલ થયેલો ઇલેક્ટ્રૉન ધનવીજભારિત કેન્દ્રની નજીક હોય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ થતું જાય છે. કારણ કે પરમાણ્વીય કદ વધે છે અને દાખલ થયેલો ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રથી દૂર હોય છે. સામાન્ય રીતે આવર્તકોષ્ટકમાં આ પ્રકારનું વલણ જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.7). અહીં એ નોંધવા જેવું છે કે ઑક્સિજન અને ફ્લોરિનની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય તેમના સમૂહમાં તેમની પછી આવેલા તત્ત્વો કરતાં ઓછું ઋણ જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ જ્યારે ઑક્સિજન અને ફ્લોરિનમાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રવેશે ત્યારે ઉમેરાયેલ ઇલેક્ટ્રૉન નીચા શક્તિ સ્તર (n = 2)માં જાય છે. જ્યાં તેનું અગાઉથી હાજર રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન સાથે વિશેષ અપાકર્ષણ થાય છે, જ્યારે ઊંચા શક્તિસ્તરમાં (n = 3) (S અથવા Cl માટે) પ્રવેશેલ ઇલેક્ટ્રૉનને અવકાશમાં મોટો વિસ્તાર મળે છે, તેથી ત્યાં ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે અપાકર્ષણ ઘણું ઓછું હોય છે.

કોયડો 3.7

P, S, Cl અને F માં કોની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ અને કોનું સૌથી ઓછું ઋણ હશે ? સમજાવો.

ઉકેલ :

આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઓછી ઋણ જોવા મળે છે. $3p$-કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય છે, તેના કરતાં $2p$-કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધુ જોવા મળે છે. તેથી ક્લોરિનની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ હશે અને ફોસ્ફરસની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી ઓછું ઋણ હશે.

(e) વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity)

રાસાયણિક સંયોજનમાં સહસંયોજક બંધના ઇલેક્ટ્રૉન યુગ્મને પોતાની તરફ આકર્ષિત કરવાની પરમાણુની ક્ષમતાના ગુણાત્મક માપને **વિદ્યુતઋણતા** કહે છે. વિદ્યુતઋણતાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીની જેમ માપી શકાતી નથી. તેમ છતાં તત્ત્વની વિદ્યુતઋણતા

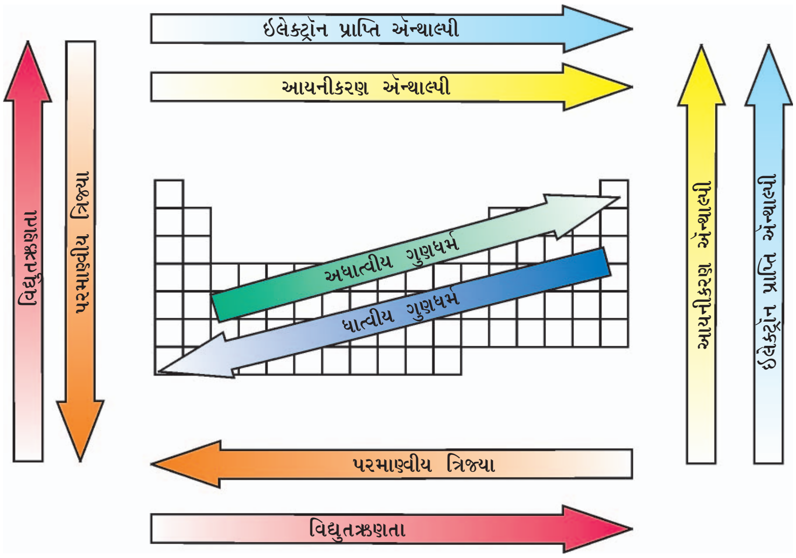
* ઘણા પુસ્તકોમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા 3.3માં દર્શાવેલા એન્થાલ્પી ફેરફારના ઋણ મૂલ્યને ઇલેક્ટ્રૉન બંધુતા (Electron Affinity) (A_e) સ્વરૂપે વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવ્યું છે. પરમાણુ દ્વારા ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્ત થવાને કારણે જ્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉન બંધુતાને ધન સ્વરૂપે દર્શાવવામાં આવે છે જે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રની પ્રણાલિકા વિરુદ્ધ છે. જો કોઈ પરમાણુને ઇલેક્ટ્રૉન આપવા માટે બહારથી ઊર્જા આપવી પડે છે, ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉન બંધુતાને ઋણ મૂલ્ય તરીકે દર્શાવાય છે. ઇલેક્ટ્રૉન બંધુતાને નિરપેક્ષ શૂન્ય પર વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવે છે. તેથી કોઈ પણ તાપમાને (T) પ્રક્રિયકો અને નીપજનો ઉષ્માક્ષમતા માટે $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2\ RT$ને ગણતરીમાં લેવામાં આવે છે.

માટે ઘણા સંખ્યાદર્શક માપક્રમ વિકસેલા છે. દા.ત., પાઉલિંગ માપક્રમ (Pauling scale), મુલિકન-જાફે માપક્રમ (Mulliken-Jaffe Scale) અને ઓલરેડ-રોચૉવ માપક્રમ (Allred-Rochow Scale) વગેરે. તે પૈકીનો પાઉલિંગ માપક્રમ વ્યાપક રીતે વપરાય છે. 1922માં અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે ફ્લોરિનને ઇલેક્ટ્રૉન આકર્ષવાની સૌથી વધુ ક્ષમતાવાળું ગણી, પોતાની રીતે ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય 4.0 સૂચવ્યું હતું. કેટલાક તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતાના મૂલ્યો કોષ્ટક 3.8(a)માં દર્શાવ્યા છે.

વિદ્યુતઋણતા કોઈ આપેલા તત્ત્વ માટે અચળ હોતી નથી; તેનું મૂલ્ય એ બાબત પર આધાર રાખે છે કે તે બીજા ક્યા તત્ત્વ સાથે જોડાયેલું છે. જોકે આ માપી શકાય તેવી રાશિ નથી, તેમ છતાં બે પરમાણુઓ એકબીજા સાથે કેવા પ્રકારના બળથી જોડાયેલા હોય છે તેની આગાહી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે, જે અંગે તમે આગળ ઉપર જાણશો.

સામાન્ય રીતે વિદ્યુતઋણતા આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા (લિથિયમથી ફ્લોરિન તરફ) વધે છે તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા (ફ્લોરિનથી એસ્ટેટાઇન તરફ) ઘટે છે. આ વલણને કેવી રીતે સમજાવી શકાય ?

શું વિદ્યુતઋણતાને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા સાથે સંબંધ છે ? કે જે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઘટે છે અને સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા વધે છે. આવર્તમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા ઘટવાની સાથે બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રૉન (સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન) અને કેન્દ્ર વચ્ચેનું આકર્ષણ વધે છે અને વિદ્યુતઋણતા વધે છે. તેવી જ રીતે જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ ત્યારે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વધવાની સાથે વિદ્યુતઋણતા ઘટે છે. આ વલણ આયનીકરણ એન્થાલ્પીને સમાન છે.



આકૃતિ 3.7 આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોના આવર્તી વલણો

કોષ્ટક 3.8(a) આવર્તમાં વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપક્રમ મુજબ)

પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	Be	B	C	N	O	F
વિદ્યુતઋણતા	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
વિદ્યુતઋણતા	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

કોષ્ટક 3.8(b) સમૂહમાં વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપક્રમ મુજબ)

પરમાણુ (સમૂહ I)	વિદ્યુતઋણતા મૂલ્ય	પરમાણુ (સમૂહ 17)	વિદ્યુતઋણતા મૂલ્ય
Li	1.0	F	4.0
Na	0.9	Cl	3.0
K	0.8	Br	2.8
Rb	0.8	I	2.5
Cs	0.7	At	2.2

વિદ્યુતઋણતા અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વચ્ચેના સંબંધ જાણ્યા બાદ શું તમે વિદ્યુતઋણતા અને અધાતુઓ વચ્ચેના સંબંધની કલ્પના કરી શકો છો ?

અધાતુ તત્ત્વોમાં ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિનું વલણ પ્રબળ હોય છે. તેથી વિદ્યુતઋણતાનો સીધો સંબંધ તત્ત્વોના અધાત્વીય ગુણધર્મો સાથે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વિદ્યુતઋણતાનો વ્યસ્ત સંબંધ તત્ત્વોના ધાત્વીય ગુણધર્મો સાથે છે. આમ, આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા વધવાની સાથે તત્ત્વોનો અધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે (ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે). તે જ પ્રમાણે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા ઘટવાની સાથે તત્ત્વોનો અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે (ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે).

આ બધા આવર્તી વલણોને આકૃતિ 3.7માં સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે દર્શાવ્યા છે.

3.7.2 રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Periodic Trends in Chemical Properties)

તત્ત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં મોટા ભાગના આવર્તી વલણો જેવા કે વિકર્ણીય સંબંધ, નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર, લેન્થેનોઇડ સંકોચનની અસરો વગેરે પછીના એકમોમાં જે-તે સમૂહની ચર્ચામાં સમજાવેલા છે. અહીં આપણે તત્ત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તિતા તથા બીજા આવર્તમાં (લિથિયમથી ફ્લોરિન સુધી) અસામાન્ય ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કરીશું.

(a) સંયોજકતા અથવા ઑક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા (Periodicity of Valence or Oxidation States)

સંયોજકતા તત્ત્વનો અતિલાક્ષણિક ગુણધર્મ છે, જે તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાના આધારે વધુ સરળતાથી સમજી શકાય છે. પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે (જો કે આવશ્યક નથી) બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યાને 8માંથી બાદ કરતાં મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે જે નીચે દર્શાવેલ છે.

હાલમાં સંયોજકતા માટે ઑક્સિડેશન અવસ્થા શબ્દ ઘણી વાર વપરાય છે. ઑક્સિજન પરમાણુવાળા બે સંયોજનો OF_2 અને Na_2Oને ધ્યાનમાં લઈએ. આ સંયોજનોમાં રહેલા તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતાનો ક્રમ F > O > Na છે. ફ્લોરિન પરમાણુની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $2s^2 2p^5$ છે. OF_2 અણુમાં ફ્લોરિનનો પ્રત્યેક પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે કરે છે. ફ્લોરિન પરમાણુ વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાથી તેની ઑક્સિડેશન અવસ્થા –1 થાય છે. આ અણુમાં બે ફ્લોરિન પરમાણુઓ છે, ઑક્સિજનની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $2s^2 2p^4$ છે. અહીં ઑક્સિજન પરમાણુ બે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી ફ્લોરિન પરમાણુ સાથે કરે છે. તેથી ઑક્સિજનની ઑક્સિડેશન અવસ્થા +2 છે. Na_2Oમાં ઑક્સિજન વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાના કારણે સોડિયમના બે પરમાણુઓ પાસેથી એક-એક એમ બે ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારે છે. તેથી તેની ઑક્સિડેશન અવસ્થા –2 છે, જ્યારે સોડિયમ તેની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $3s^1$ માંથી એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવે છે તેથી તે +1 ઑક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે. ચોક્કસ સંયોજનોમાં રહેલા તત્ત્વની ઑક્સિડેશન અવસ્થા અણુમાં રહેલા અન્ય પરમાણુઓની વિદ્યુતઋણતાને અનુરૂપ પરમાણુઓએ પ્રાપ્ત કરેલ વીજભાર છે.

કોયડો 3.8

આવર્તકોષ્ટકનો ઉપયોગ કરી નીચે જણાવેલ જોડીમાં દર્શાવેલા તત્ત્વોના સંયોજાવાથી બનતા સંયોજનોના આણ્વીય સૂત્રની આગાહી કરો. (a) સિલિકોન અને બ્રોમિન (b) એલ્યુમિનિયમ અને સલ્ફર.

ઉકેલ :

(a) સિલિકોન આવર્તકોષ્ટકનું 14માં સમૂહનું તત્ત્વ છે. જેની સંયોજકતા 4 છે, જ્યારે બ્રોમિન 17માં સમૂહનો (હેલોજન સમૂહ) સભ્ય છે, જેની સંયોજકતા 1 છે. તેથી બનતા સંયોજનનું આણ્વીય સૂત્ર $SiBr_4$ હશે.

(b) એલ્યુમિનિયમ આવર્તકોષ્ટકનું 13માં સમૂહનું તત્ત્વ છે, જેની સંયોજકતા 3 છે, જ્યારે સલ્ફર 16માં સમૂહનું તત્ત્વ છે. જેની સંયોજકતા 2 છે. તેથી બનતા સંયોજનનું આણ્વીય સૂત્ર Al_2S_3 હશે.

તત્ત્વોની સંયોજકતામાં (હાઇડ્રાઇડ અને ઑક્સાઇડ) જોવા મળતાં કેટલાંક આવર્તી વલણો કોષ્ટક 3.9માં દર્શાવેલા છે. તત્ત્વોના રાસાયણિક વર્તનોમાં જોવા મળતા આ પ્રકારના આવર્તી વલણોની ચર્ચા આ પુસ્તકમાં અન્યત્ર પણ કરવામાં

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17	18
સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા	1	2	3	4	5	6	7	8
સંયોજકતા	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

કોષ્ટક 3.9 સંયોજનોના સૂત્રોમાં દર્શાવવામાં આવેલા તત્ત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તી વલણ

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17
હાઈડ્રાઈડના	LiH		B_2H_6	CH_4	NH_3	H_2O	HF
સૂત્ર	NaH	CaH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
	KH			GeH_4	AsH_3	H_2Se	HBr
				SnH_4	SbH_3	H_2Te	HI
ઑક્સાઈડના	Li_2O	MgO	B_2O_3	CO_2	N_2O_3, N_2O_5		–
સૂત્ર	Na_2O	CaO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_6, P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
	K_2O	SrO	Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_3, As_2O_5	SeO_3	–
		BaO	In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_3, Sb_2O_5	TeO_3	–
				PbO_2	Bi_2O_3 –	–	

આવી છે. કેટલાક તત્ત્વો એવા છે કે જે જુદી જુદી સંયોજકતા દર્શાવે છે. જુદી જુદી સંયોજકતા સંક્રાંતિ તત્ત્વો અને ઍક્ટિનોઇડ તત્ત્વોનો વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે જેનો અભ્યાસ આપણે બાદમાં કરીશું.

(b) દ્વિતીય આવર્તના તત્ત્વોના અનિયમિત (વિસંગત) ગુણધર્મો (Anomalous Properties of Second Period Elements)

દરેક સમૂહના પ્રથમ તત્ત્વ સમૂહ 1 (લિથિયમ), સમૂહ 2 (બેરિલિયમ) અને સમૂહ 13-17 (બોરોનથી ફ્લોરિન) પોતાના સમૂહના અન્ય સભ્યોથી અનેક બાબતોમાં જુદા પડે છે. દા.ત., લિથિયમ, અન્ય આલ્કલી ધાતુઓથી તથા બેરિલિયમ, અન્ય આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓથી જુદા સંયોજનો (સહસંયોજક) બનાવે છે, જ્યારે અન્ય સભ્યો મુખ્યત્વે આયનીય સંયોજનો બનાવે છે. વાસ્તવમાં લિથિયમ અને બેરિલિયમ તે પછીના સમૂહના બીજા ક્રમના તત્ત્વ એટલે કે અનુક્રમે મૅગ્નેશિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમ સાથે વધુ સામ્યતા ધરાવે છે. આવર્તી ગુણધર્મોમાં જોવા મળતી આ પ્રકારની સામ્યતાને **'વિકર્ણ સંબંધ'** તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

***s*- અને *p*-વિભાગના** તત્ત્વોમાં સમૂહના અન્ય તત્ત્વોની સરખામણીમાં પ્રથમ ક્રમના તત્ત્વની રાસાયણિક વર્તણૂક જુદી પડવાના કારણ શું હોઈ શકે ? આ તત્ત્વોની અનિયમિત વર્તણૂકનું કારણ તેઓનું નાનું કદ, ઊંચો વીજભાર/ત્રિજ્યા ગુણોત્તર અને વધુ વિદ્યુતઋણતા છે. વધુમાં સમૂહમાં પ્રથમ સભ્ય માટે માત્ર ચાર સંયોજકતા કક્ષકો ($2s$ અને $2p$) બંધ બનાવવા માટે પ્રાપ્ય હોય છે, જ્યારે સમૂહોના બીજા ક્રમના સભ્ય માટે 9 સંયોજકતા કક્ષકો ($3s$, $3p$, $3d$) પ્રાપ્ય હોય છે. પરિણામે દરેક સમૂહના પ્રથમ સભ્ય માટે મહત્તમ ચાર સહસંયોજકતા હોય છે. (દા.ત., બોરોન માત્ર $[BF_4]^-$ બનાવી શકે છે, જ્યારે સમૂહના અન્ય સભ્યો પોતાના સંયોજકતા કોશમાં ચાર કરતા વધારે ઇલેક્ટ્રૉન યુગ્મોને સમાવી શકે છે. દા.ત., ઍલ્યુમિનિયમ $[AlF_6]^{3-}$ બનાવે છે). વિશેષમાં *p*-વિભાગના તત્ત્વોમાં સમૂહોના પ્રથમ સભ્ય પોતાની સાથે (દા.ત., $C = C$, $C \equiv C$, $N = N$, $N \equiv N$) તેમજ દ્વિતીય આવર્તના અન્ય સભ્યો સાથે (દા.ત., $C = O$, $C = N$, $C \equiv N$, $N = O$) p_π-p_π બંધ બનાવવાની પ્રબળ ક્ષમતા ધરાવે છે. જ્યારે સમૂહોના અન્ય તત્ત્વો આવું કરી શકતા નથી.

ગુણધર્મો	તત્ત્વ		
ધાત્વીય ત્રિજ્યા M/ pm	**Li**	**Be**	**B**
	152	111	88
	Na	**Mg**	**Al**
	186	160	143
આયનીય ત્રિજ્યા M^+ / pm	**Li**	**Be**	
	76	31	
	Na	**Mg**	
	102	72	

કોયડો 3.9

શું $[AlCl(H_2O)_5]^{2+}$ માં Alની ઑક્સિડેશન અવસ્થા અને સહસંયોજકતા સમાન છે ?

ઉકેલ :

ના. Alની ઑક્સિડેશન અવસ્થા +3 અને સહસંયોજકતા 6 છે.

3.7.3 આવર્તી વલણ અને રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા (Periodic Trends and Chemical Reactivity)

આપણે કેટલાક મૂળભૂત ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને સંયોજકતા વગેરેમાં આવર્તીવલણોનો અભ્યાસ કર્યો છે. અત્યાર સુધી આપણે તે જાણતા હતા કે આવર્તિતાને ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના સાથે સંબંધ છે એટલે કે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાની અભિવ્યક્તિ છે. હવે આપણે તત્ત્વોના આ મૂળભૂત ગુણધર્મો અને તેમની પ્રતિક્રિયાત્મકતા વચ્ચેનો સંબંધ શોધવાનો પ્રયત્ન કરીશું.

આપણે જાણીએ છીએ કે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. પરિણામે આવર્તમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સામાન્ય રીતે વધતું જાય છે (કેટલાક અપવાદોને છોડીને, જેનું વર્ણન મુદ્દા નં. 3.7.1(a)માં કર્યું છે) તથા ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ બનતી જાય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રહેલા તત્ત્વની આયનીકરણ એન્થાલ્પી સૌથી ઓછી અને જમણી બાજુ રહેલા તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી સૌથી વધુ ઋણ છે. (નોંધ : ઉમદા વાયુ તત્ત્વોમાં કક્ષા સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. તેથી તેમની ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ધન હોય છે). તેથી આવર્તકોષ્ટકમાં બંને છેડે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોય છે. આમ, સૌથી ડાબી બાજુના તત્ત્વો (આલ્કલી ધાતુઓ) ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને ધન આયન બનાવીને મહત્તમ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે અને સૌથી જમણી બાજુના તત્ત્વો (હેલોજન સમૂહ) ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને ઋણ આયન બનાવીને મહત્તમ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે. આ ગુણધર્મનો સંબંધ તત્ત્વોની રિડક્શન અને ઑક્સિડેશન વર્તણૂક સાથે કરીશું, જે તમે આગળ ઉપર શીખશો. તત્ત્વના ધાત્વીય અને અધાત્વીય ગુણધર્મ સાથે તેનો સીધો સંબંધ છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મમાં ઘટાડો અને અધાત્વીય ગુણધર્મમાં વધારો થાય છે. તત્ત્વોની રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા તેમની ઑક્સિજન અને હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરીને દર્શાવી શકાય છે. અહીં આપણે તત્ત્વોની માત્ર ઑક્સિજન સાથે પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીશું. આવર્તના બંને છેડે રહેલા તત્ત્વો ઑક્સિજન સાથે સરળતાથી પ્રક્રિયા કરી ઑક્સાઇડ બનાવે છે. સૌથી ડાબી બાજુના તત્ત્વોના સામાન્ય ઑક્સાઇડ સૌથી વધુ બેઝિક હોય છે (દા.ત., Na_2O) અને સૌથી જમણી બાજુના તત્ત્વોના ઑક્સાઇડ સૌથી વધુ ઍસિડિક હોય છે. (દા.ત., Cl_2O_7) તથા મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વોના ઑક્સાઇડ ઊભયધર્મી (દા.ત., Al_2O_3, As_2O_3) અથવા તટસ્થ (દા.ત., CO, NO, N_2O) હોય છે. ઊભયધર્મી ઑક્સાઇડ બેઇઝ સાથે ઍસિડિક તરીકે અને ઍસિડ સાથે બેઝિક તરીકે વર્તે છે, જ્યારે તટસ્થ ઑક્સાઇડ ઍસિડિક કે બેઝિક હોતા નથી.

કોયડો 3.10

પાણી સાથેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી દર્શાવો કે Na_2O બેઝિક ઑક્સાઇડ અને Cl_2O_7 ઍસિડિક ઑક્સાઇડ છે.

ઉકેલ :

Na_2O પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરીને પ્રબળ બેઇઝ બનાવે છે જ્યારે Cl_2O_7 પ્રબળ ઍસિડ બનાવે છે.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$$

તેઓના ઍસિડિક અને બેઝિક સ્વભાવની ગુણાત્મક કસોટી લિટમસ પત્ર દ્વારા થઈ શકે છે.

આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સરખામણીમાં સંક્રાંતિ તત્ત્વોની (3*d* શ્રેણી) પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર બહુ જ ઓછો જોવા મળે છે. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર આંતરસંક્રાંતિ તત્ત્વો (4*f* શ્રેણી)માં તેનાથી પણ ઓછો જોવા મળે છે. સંક્રાંતિ તત્ત્વોની, આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય *s*- અને *p*-વિભાગના તત્ત્વોની વચ્ચેનું છે. તેથી તેઓ સમૂહ 1 અને 2ની ધાતુઓ કરતાં ઓછા વિદ્યુત-ધન છે.

મુખ્ય સમૂહમાં તત્ત્વોના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે સામાન્ય રીતે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે. પરિણામે ધીરે ધીરે આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટતી જાય છે અને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી નિયમિત રીતે ઘટતી જાય છે. (કેટલાક અપવાદ ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વોમાં છે, જેને મુદ્દા

નં. 3.7.1(d)માં દર્શાવેલા છે). આ રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. આ વલણને તેના રિડક્શન અને ઑક્સિડેશન ગુણધર્મ સાથે સાંકળી શકાય છે, જેને તમે આગળ ઉપર શીખશો. સંક્રાંતિ તત્ત્વોના વલણ આનાથી ઊલટા છે. તેને આપણે પરમાણ્વીયકદ અને આયનીકરણ એન્થાલ્પી દ્વારા સમજી શકીએ છીએ.

સારાંશ

આ એકમમાં તમે **આવર્ત નિયમ** અને **આવર્તકોષ્ટક**ના વિકાસનો અભ્યાસ કર્યો છે. મૅન્ડેલીફ **આવર્તકોષ્ટક** પરમાણ્વીયભાર પર આધારિત હતું. આધુનિક **આવર્તકોષ્ટક**માં તત્ત્વોની ગોઠવણી તેના વધતા જતા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના ક્રમમાં સાત આડી હરોળ **(આવર્ત)** અને 18 ઊભા સ્તંભોમાં (**સમૂહ** કે **કુટુંબ**) કરી છે. આવર્તમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક ક્રમિક રીતે વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં તે ચોક્કસ ભાતમાં (pattern) વધે છે. એક જ સમૂહના તત્ત્વોમાં સમાન **સંયોજકતા કોશ** ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના હોય છે. તેથી તેઓ સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. એક જ આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યામાં વધારો થાય છે એટલે કે તેમની સંયોજકતા જુદી જુદી હોય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાના આધારે ચાર પ્રકારના તત્ત્વોની ઓળખાણ કરવામાં આવી છે. આ તત્ત્વો ***s*-વિભાગ તત્ત્વ, *p*-વિભાગ તત્ત્વ, *d*-વિભાગ તત્ત્વ** અને ***f*-વિભાગ** તત્ત્વો તરીકે ઓળખાય છે. **હાઇડ્રોજન**માં 1*s* કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રૉન હોવાના કારણે આવર્તકોષ્ટકમાં તેનું સ્થાન વિશિષ્ટ છે. જાણીતા તત્ત્વો પૈકી 78 % થી વધુ તત્ત્વો **ધાતુઓ** છે. **અધાતુઓ**ની સંખ્યા 20થી ઓછી છે, જે આવર્તકોષ્ટકમાં જમણી બાજુ ઉપરની તરફ ગોઠવાયેલા છે. એવા તત્ત્વો કે જે ધાતુઓ અને અધાતુઓના સીમાવર્તી છે, તેને **અર્ધધાતુઓ** (semi metals) અથવા **ઉપધાતુઓ** (metalloids) (દા.ત., Si, Ge, As) કહેવાય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોના ધાત્વીય ગુણધર્મોમાં વધારો થાય છે, જ્યારે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં ધાત્વીય ગુણધર્મમાં ઘટાડો થાય છે. તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આવર્તનીય છે.

તત્ત્વોના **પરમાણ્વીય કદ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી, વિદ્યુતઋણતા** તથા **સંયોજકતા**માં **આવર્તી વલણ** જોવા મળે છે. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઘટતી જાય છે અને સમૂહમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે વધતી જાય છે. આયનીકરણ એન્થાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે વધે છે અને સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઘટે છે. વિદ્યુતઋણતા પણ આ પ્રકારનું જ વલણ ધરાવે છે. ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા વધુ ઋણ તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઓછી ઋણ જોવા મળે છે. સંયોજકતામાં પણ આવર્તી વલણ જોવા મળ્યું છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રૉનની આ સંખ્યાને **8**માંથી બાદ કરતા મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે. **રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા** આવર્તના બંને છેડે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી હોય છે. આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઇલેક્ટ્રૉનને ગુમાવવાની સરળતાના (અથવા નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પી) કારણે હોય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક તત્ત્વ કુદરતમાં મુક્ત સ્વરૂપે મળતાં નથી. તેઓ સામાન્ય રીતે સંયોજન સ્વરૂપે મળે છે. આવર્તમાં ડાબી બાજુના તત્ત્વો બેઝિક ઑક્સાઇડ બનાવે છે, જ્યારે જમણી બાજુના તત્ત્વો ઍસિડિક ઑક્સાઇડ બનાવે છે. જે તત્ત્વો મધ્યમાં છે તે ઊભયધર્મી ઑક્સાઇડ કે તટસ્થ ઑક્સાઇડ બનાવે છે.

સ્વાધ્યાય

3.1 આવર્તકોષ્ટકમાં ગોઠવણીનો મુખ્ય આધાર શું છે ?

3.2 મૅન્ડેલીફે કયા મહત્ત્વપૂર્ણ ગુણધર્મને આધારે તેના આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું ? શું તે તેને દૃઢપણે પકડી રાખી શક્યો ?

3.3 મૅન્ડેલીફના આવર્ત નિયમ અને આધુનિક આવર્ત નિયમમાં પાયાનો તફાવત શું છે ?

3.4 ક્વૉન્ટમ આંકના આધારે સાબિત કરો કે આવર્તકોષ્ટકના છઠ્ઠા આવર્તમાં 32 તત્ત્વો હોવા જોઈએ.

3.5 આવર્ત અને સમૂહની દૃષ્ટિએ Z = 114 વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં ક્યાં હશે ?

3.6 આવર્તકોષ્ટકમાં ત્રીજા આવર્ત અને 17માં સમૂહમાં આવેલા તત્ત્વનો પરમાણ્વીય-ક્રમાંક લખો.

3.7 કયા તત્ત્વનું નામ નીચે જણાવેલા દ્વારા આપવામાં આવ્યું છે ?

(i) લોરેન્સ બર્કલે લેબોરેટરી

(ii) સીબોર્ગ જૂથ

3.8 એક જ સમૂહમાં રહેલા તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો શા માટે સમાન હોય છે ?

3.9 આયનીય ત્રિજ્યા અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અંગે તમારી સમજ શું છે ?

3.10 આવર્ત અને સમૂહમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા કેવી રીતે બદલાય છે ? આ બદલાવને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?

3.11 સમઇલેક્ટ્રૉનીય સ્પીસિઝ અંગે તમારી સમજ શું છે ? એક એવી સ્પીસિઝનું નામ લખો કે જે નીચે જણાવેલ પરમાણુઓ કે આયનો સાથે સમઇલેક્ટ્રૉનીય હોય.

(i) F^- (ii) Ar (iii) Mg^{2+} (iv) Rb^{2+}

3.12 નીચે જણાવેલ સ્પીસિઝ અંગે વિચાર કરો :

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

(a) તેઓમાં શું સામ્યતા છે ?

(b) તેઓને આયનીય ત્રિજ્યાના ચડતા ક્રમમાં ગોઠવો.

3.13 ધનાયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે નાની હોય છે અને ઋણ આયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે મોટી હોય છે ? સમજાવો.

3.14 આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીને વ્યાખ્યાયિત કરવામાં 'મુક્ત વાયુમય પરમાણુ' અને 'ધરાઅવસ્થા' શબ્દોની સાર્થકતા શું છે ? (**સંકેત :** તુલના માટે જરૂરિયાત)

3.15 હાઇડ્રોજન પરમાણુની ધરાઅવસ્થામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા -2.18×10^{18} J છે. પરમાણ્વીય હાઇડ્રોજનની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય J mol^{-1} એકમમાં ગણો.

[**સંકેત :** ઉત્તર મેળવવા માટે મોલ સંકલ્પનાનો ઉપયોગ કરો.]

3.16 દ્વિતીય આવર્તમાં તત્ત્વોની વાસ્તવિક આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો ક્રમ આ પ્રમાણે છે :

Li < B < Be < C < O < N < F < Ne સમજાવો કે...

(i) Beની $\Delta_i H$, Bથી વધારે શા માટે છે ?

(ii) Oની $\Delta_i H$, N અને Fથી ઓછી શા માટે છે ?

3.17 તમે આ તથ્યને કેવી રીતે સમજાવશો કે સોડિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મૅગ્નેશિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી મૂલ્ય કરતાં ઓછું છે, પરંતુ સોડિયમની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મૅગ્નેશિયમની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી મૂલ્ય કરતાં વધુ છે.

3.18 સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ મુખ્ય સમૂહના તત્ત્વોમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ક્યા પરિબળોને કારણે ઘટે છે ?

3.19 સમૂહ 13ના તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય નીચે મુજબ છે :

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

સામાન્ય વલણથી જોવા મળતા આ વિચલનને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?

3.20 નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોની જોડમાંથી કયું તત્ત્વ વધુ ઋણ ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે ?

(i) O અથવા F (ii) F અથવા Cl

3.21 Oની દ્વિતીય ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી તેની પ્રથમ ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી કરતાં ધન હશે કે ઋણ હશે કે ઓછી ઋણ હશે તે અંગે તમારી અપેક્ષા શું છે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.

3.22 ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતા વચ્ચે પાયાનો તફાવત શું છે ?

3.23 નાઇટ્રોજનના બધા સંયોજનોમાં નાઇટ્રોજનની વિદ્યુતઋણતા પાઉલિંગ માપક્રમ મુજબ 3.0 હોય છે. આ વિધાન અંગે તમે શું પ્રતિક્રિયા આપશો ?

3.24 પરમાણુની ત્રિજ્યા સાથે સંકળાયેલા સિદ્ધાંતોની ચર્ચા કરો :
(a) જ્યારે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્ત કરે છે.
(b) જ્યારે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવે છે.

3.25 કોઈ તત્ત્વના બે સમસ્થાનિકોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સમાન હશે કે જુદું જુદું, તે અંગે તમારી અપેક્ષા શું છે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.

3.26 ધાતુઓ અને અધાતુઓ વચ્ચે મુખ્ય તફાવત શું છે ?

3.27 આવર્તકોષ્ટકનો ઉપયોગ કરીને નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર આપો :
(a) બાહ્યતમ પેટાકોશમાં પાંચ ઇલેક્ટ્રૉન હોય તેવા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
(b) બે ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવવાનું વલણ ધરાવતા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
(c) બે ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્ત કરવાનું વલણ ધરાવતા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
(d) ધાતુ, અધાતુ તથા ઓરડાના તાપમાને પ્રવાહી તેમજ વાયુ સ્વરૂપના તત્ત્વો ધરાવનાર સમૂહનું નામ જણાવો.

3.28 પ્રથમ સમૂહના તત્ત્વો માટે પ્રતિક્રિયાત્મકતાનો ચડતો ક્રમ Li < Na < K < Rb < Cs છે, જ્યારે સત્તરમાં સમૂહના તત્ત્વો માટે પ્રતિક્રિયાત્મકતાનો ચડતો ક્રમ F > Cl > Br > I છે સમજાવો.

3.29 *s*-, *p*-, *d*-, *f*-વિભાગના તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષાની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના લખો.

3.30 નીચે જણાવેલ બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ધરાવતા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં જણાવો :
(i) ns^2np^4 જ્યાં $n = 3$ (ii) $(n-1)d^2ns^2$ જ્યાં $n = 4$ અને
(iii) $(n-2)f^7(n-1)d^1ns^2$ જ્યાં $n = 6$

3.31 કેટલાક તત્ત્વોની પ્રથમ ($\Delta_i H_1$) અને દ્વિતીય ($\Delta_i H_2$) આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો (kJ mol^{-1}માં) અને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg}H$)ના મૂલ્યો (kJ mol^{-1}માં) નીચે આપેલા છે :

તત્ત્વ	$\Delta_i H_1$	$\Delta_i H_2$	$\Delta_{eg}H$
I	520	7300	–60
II	419	3051	–48
III	1681	3374	–328
IV	1008	1846	–295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	–40

ઉપર જણાવેલા તત્ત્વો પૈકી કયું તત્ત્વ...
(a) સૌથી ઓછું પ્રતિક્રિયાત્મક તત્ત્વ છે ?
(b) સૌથી વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક ધાતુ છે ?
(c) સૌથી વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક અધાતુ છે ?
(d) સ્થાયી દ્વિઅંગી (binary) હેલાઇડ સંયોજન કે જેનું સૂત્ર MX_2 (X = હેલોજન) છે તેને બનાવનાર ધાતુ છે.
(e) મુખ્યત્વે સ્થાયી સહસંયોજક હેલાઇડ સંયોજન કે જેનું સૂત્ર MX (X = હેલોજન) છે તેને બનાવનાર ધાતુ છે ?

3.32 નીચે જણાવેલા તત્ત્વોની જોડીઓના જોડાણથી બનતા દ્વિઅંગી સંયોજનોના સૂત્રનું અનુમાન કરો :
(a) લિથિયમ અને ઑક્સિજન (b) મૅગ્નેશિયમ અને નાઇટ્રોજન
(c) ઍલ્યુમિનિયમ અને આયોડિન (d) સિલિકોન અને ઑક્સિજન
(e) ફૉસ્ફરસ અને ફ્લોરિન (f) 71મું તત્ત્વ અને ફ્લોરિન

3.33 આધુનિક આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્ત કયા મૂલ્યનું સૂચન કરે છે ?
(a) પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (b) પરમાણ્વીય દળ
(c) મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક (d) કોણીય વેગમાન ક્વૉન્ટમ આંક

3.34 આધુનિક આવર્તકોષ્ટક માટે નીચેના પૈકી કયું વિધાન ખોટું છે ?
(a) *p*-વિભાગમાં છ સ્તંભો છે, કારણ કે *p*-કોશની બધી કક્ષકો ભરાવા માટે મહત્તમ છ ઇલેક્ટ્રૉન જરૂરી બને છે.
(b) *d*-વિભાગમાં 8 સ્તંભો છે, કારણ કે *d*-પેટાકોશની બધી કક્ષકો ભરાવા માટે મહત્તમ 8 ઇલેક્ટ્રૉન જરૂરી બને છે.
(c) પ્રત્યેક વિભાગમાં સ્તંભોની સંખ્યા, તે પેટાકોશમાં ભરાઈ શકે તેટલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી હોય છે.
(d) વિભાગ, તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના બનતા સમયે, અંતમાં ભરાનાર ઇલેક્ટ્રૉનની પેટાકોશના કોણીય વેગમાન ક્વૉન્ટમ આંકનું મૂલ્ય દર્શાવે છે.

3.35 જે પરિબળ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનને અસર કરે છે તે તત્ત્વના રસાયણવિજ્ઞાનને પણ અસર કરે છે. નીચેના પૈકી કયું પરિબળ સંયોજકતા કોશને અસર કરતું નથી ?
(a) સંયોજકતા મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક (n)
(b) કેન્દ્રિય વીજભાર (Z)
(c) કેન્દ્રિય દળ
(d) અંતર્ભાગના (core) ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા

3.36 સમઇલેક્ટ્રૉનીય સ્પીસિઝ F^-, Ne અને Na^+ના કદ શેનાથી અસર પામે છે ?
(a) કેન્દ્રિય વીજભાર (Z)
(b) સંયોજકતા મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક (n)
(c) બાહ્યતમ કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન પારસ્પરિક ક્રિયા
(d) ઉપર જણાવેલા પરિબળો પૈકી એકપણ નહિ કારણ કે તેઓના કદ સમાન છે.

3.37 આયનીકરણ એન્થાલ્પી સંદર્ભે નીચેના પૈકી કયું વિધાન ખોટું છે ?
(a) ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યામાં ક્રમશઃ વધારો થતા આયનીકરણ એન્થાલ્પી વધે છે.
(b) ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવામાં આવે છે ત્યારે આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મહત્તમ હોય છે.
(c) આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યમાં એકદમ વધારો, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનનું દૂર થવાનું સૂચવે છે.
(d) *n*ના નીચાં મૂલ્યવાળી કક્ષકમાંથી *n*ના ઊંચા મૂલ્યવાળી કક્ષક કરતાં સરળતાથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરી શકાય છે.

3.38 B, Al, Mg અને Kના ધાત્વીય ગુણધર્મ માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
(a) B > Al > Mg > K (b) Al > Mg > B > K
(c) Mg > Al > K > B (d) K > Mg > Al > B

3.39 B, C, N, F અને Siના અધાત્વીય ગુણધર્મ માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
(a) B > C > Si > N > F (b) Si > C > B > N > F
(c) F > N > C > B > Si (d) F > N > C > Si > B

3.40 F, Cl, O અને Nના ઑક્સિડેશન ગુણધર્મના સંદર્ભમાં રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
(a) F > Cl > O > N (b) F > O > Cl > N
(c) Cl > F > O > N (d) O > F > N > Cl