

## તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા

- 3.1 પ્રસ્તાવના
- 3.2 તત્ત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા
- 3.3 આવર્તકોષ્ટકના વિકાસનો ઇતિહાસ
- 3.4 આધુનિક આવર્તનિયમ અને આધુનિક આવર્તકોષ્ટક
- 3.5 પરમાણ્વિય-ક્રમાંક > 100 સહિતનાં તત્ત્વોનું નામકરણ
- 3.6 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક
- 3.7 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકારો
  - 3.7.1 s-વિભાગનાં તત્ત્વો
  - 3.7.2 p-વિભાગનાં તત્ત્વો
  - 3.7.3 d-વિભાગનાં તત્ત્વો
  - 3.7.4 f-વિભાગનાં તત્ત્વો
- 3.8 તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્તિવલણ
  - 3.8.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તિવલણ
    - 3.8.1.1 પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા
    - 3.8.1.2 આયનીય ત્રિજ્યા
    - 3.8.1.3 આયનીકરણ એન્ટાલ્પી
    - 3.8.1.4 ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી
    - 3.8.1.5 વિદ્યુતઋણતા
  - 3.8.2 રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તિવલણ
    - 3.8.2.1 સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા

### 3.1 પ્રસ્તાવના

તમે ધોરણ 9 દરમિયાન તત્ત્વોના વર્ગીકરણ માટેના આવર્તકોષ્ટક વિશેની પ્રાથમિક જાણકારી મેળવેલ છે. વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગ(Glenn T. Seaborg)ના મત મુજબ આવર્તકોષ્ટક રસાયણ વિજ્ઞાનમાં ખૂબ અગત્યની સંકલ્પના છે. તે વિદ્યાર્થીને હંમેશાં મદદરૂપ થાય તેવું, સંશોધનો માટેના નવા રસ્તા સૂચવનારું અને સંપૂર્ણ રસાયણ વિજ્ઞાનને સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે રજૂ કરનારું છે. આ એકમમાં આપણે આવર્તકોષ્ટકનો ઇતિહાસ અને આધુનિક આવર્તનિયમનો અભ્યાસ કરીશું. ઉપરાંત આવર્તી વર્ગીકરણ અને તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં કેટલાંક આવર્તિવલણોને(Periodic trends) સમજીશું.

### 3.2 તત્ત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા

#### (Necessity of Classification of Elements)

ઈ. સ. 1800માં માત્ર 31 તત્ત્વો જ જાણીતાં હતાં. ઈ. સ. 1865માં જાણીતાં તત્ત્વોની સંખ્યા 63 જેટલી થઈ હતી. તત્ત્વોની સંખ્યા વધતી જતી હોવાથી, તત્ત્વો અને તેમનાં અસંખ્ય સંયોજનોના રાસાયણિક ગુણધર્મોનો વ્યક્તિગત અભ્યાસ અતિ મુશ્કેલ જણાયો હતો. આ મુશ્કેલીમાંથી માર્ગ કાઢવા વૈજ્ઞાનિકોએ તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું હતું. આ વર્ગીકરણ માત્ર તત્ત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મો સમજવામાં જ નહિ, પણ નવાં તત્ત્વોની આગાહી કરવામાં પણ મદદરૂપ થયું હતું. જેના આધારે આજે આપણે 114 તત્ત્વો જાણી શક્યા છીએ. આ પૈકીનાં 92 તત્ત્વો કુદરતી રીતે મળી આવ્યાં છે અને બાકીનાં સાંશ્લેષિત તત્ત્વો માનવનિર્મિત છે. હાલમાં નવાં તત્ત્વોના સંશ્લેષણના પ્રયત્નો ચાલુ છે.

### 3.3 આવર્તકોષ્ટકના વિકાસનો ઇતિહાસ

#### (History of the Development of Periodic table)

ઈ. સ. 1800ની શરૂઆતમાં જર્મન રસાયણવિજ્ઞાની જહોન ડોબરેનરે (Johann Dobereiner) તત્ત્વોના ગુણધર્મોના વલણો વિશે વિચાર્યું હતું. ઈ. સ. 1829માં તેણે ઘણાં તત્ત્વોને તેમના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને આકારે ત્રિપુટી (ત્રણનો સમૂહ)માં ગોઠવ્યાં હતાં. દા.ત., લિથિયમ, સોડિયમ અને પોટેશિયમ. મૃદુ અને પ્રતિક્રિયાત્મક (reactive) ધાતુઓ હોવાથી સમૂહમાં એક સાથે હતાં. ડોબરેનરે એ પણ નોંધ્યું હતું કે, જ્યારે આ તત્ત્વોને પરમાણ્વિયભાર (atomic weight)નાં

આધારે ગોઠવવામાં આવ્યા હતા ત્યારે દરેક ત્રિપુટીના બીજા સભ્યનો પરમાણ્વિયભાર, પહેલા અને ત્રીજાના આશરે સરેરાશ પરમાણ્વિયભાર જેટલો હતો (કોષ્ટક 3.1). આ સંબંધ ત્રિપુટીના નિયમ (Law of Triads) તરીકે ઓળખાતો થયો, પણ ખૂબ જ ઓછાં તત્ત્વો માટે જોવા મળેલ તેથી આ માહિતીને એક સંજોગ ગણી નામંજૂર કરવામાં આવ્યું હતું.

### કોષ્ટક 3.1 : ડોબરનરની ત્રિપુટીઓ

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

ઈ. સ. 1862માં ફ્રેન્ચ ભૂસ્તરશાસ્ત્રી એ.ઈ.બી.દ્. કાનકોર્ટોઈસ (A.E.B. de Chancourtois) પ્રથમ સંભવિત આવર્તકોષ્ટક પ્રસિદ્ધ કર્યું હતું. તેણે જાણીતાં તત્ત્વોને પરમાણ્વિયભારના ચઢતા ક્રમ પ્રમાણે નળાકાર સ્વરૂપે (ચાર્ટ) ગોઠવ્યાં હતાં. તેણે સૌપ્રથમ શોધી કાઢ્યું કે, પ્રત્યેક સાત તત્ત્વોએ, તત્ત્વના ગુણધર્મો પુનરાવર્તિત થાય છે. આ ચાર્ટના ઉપયોગથી, તે કેટલાક ધાતુના ઓક્સાઈડની તત્ત્વયોગમિતિની (Stoichiometry) આગાહી કરવા સક્ષમ થયો હતો. આ કાર્ય પણ કોઈનું વધુ ધ્યાન ખેંચી શક્યું નહિ. અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની જહોન ન્યુલેન્ડે (John Newlands) ઈ. સ. 1863માં સંશોધનપત્ર રજૂ કર્યું હતું કે જેમાં શોધાયેલાં 56 તત્ત્વોને તેમના ભૌતિક ગુણધર્મોને આધારે 11 સમૂહમાં વર્ગીકૃત કર્યા હતા. ઈ.સ. 1865માં ન્યુલેન્ડે તેના આવર્તકોષ્ટકનું સ્વરૂપ પ્રસિદ્ધ કર્યું અને અષ્ટકનો નિયમ (Law of Octaves) રજૂ કર્યો. આ નિયમ સૂચવે છે કે, આવર્તકોષ્ટકમાં કોઈ પણ તત્ત્વ, તેનાથી આઠમા ક્રમે આવેલ તત્ત્વને સમાન વર્તણૂક દર્શાવશે (કોષ્ટક 3.2). તેને આ નિયમને સંગીતના સૂરના અષ્ટક (સા રે ગ મ પ ધ ની... સા.....) સાથે સાંકળ્યો હતો. ન્યુલેન્ડનો આ અષ્ટક નિયમ કેલ્શિયમ સુધી સાચો જોવા મળ્યો હતો. જોકે તે સમયે તેનો આ ખ્યાલ પણ વ્યાપક રીતે સ્વીકારાયો ન હતો. દમિત્રિ મેન્ડેલીફે (Dmitri Mendeleev) અને લોથર મેયરે (Lothar Meyer) સ્વતંત્ર રીતે અનુક્રમે ઈ. સ. 1869 અને ઈ. સ. 1870માં તેમના આવર્તકોષ્ટકો પ્રસિદ્ધ કર્યા હતાં. તે બંનેએ તેમનાં આવર્તકોષ્ટક, તત્ત્વોને પરમાણ્વિયભારના ક્રમમાં આડી હરોળ કે ઊભા સ્તંભોમાં ગોઠવવાં અને જ્યારે તત્ત્વોના ગુણધર્મોનું પુનરાવર્તન શરૂ થાય ત્યારે નવી આડી હરોળ કે ઊભા સ્તંભની શરૂઆત કરવી એવી સમાન રીતથી રચ્યાં હતાં. આમ, આજે આપણે જે આવર્તનિયમ જાણીએ છીએ તેના વિકાસનો શ્રેય રશિયન રસાયણવિજ્ઞાની મેન્ડેલીફ (1834-1907) અને જર્મન રસાયણવિજ્ઞાની લોથર મેયર (1830-1895) ના ફાળે જાય છે. જોકે આવર્તનિયમને સૌપ્રથમ પ્રસિદ્ધ કરનાર મેન્ડેલીફ હતો, જેના શબ્દો નીચે પ્રમાણે છે :

“તત્ત્વોના ગુણધર્મો તેમના પરમાણ્વિયભારના આવર્તનીય છે.” મેન્ડેલીફ, મેયર કરતાં વધુ હિંમતવાન હતો. તેણે ધારેલું

કે જો માપેલ પરમાણ્વિયભાર, તત્ત્વને આવર્તકોષ્ટકમાં ખોટા સ્થાને મુકાતો હોય તો તે પરમાણ્વિયભાર ખોટો હોવો જોઈએ. કેટલાક કિસ્સાઓમાં આ સાચું ઠર્યું. દા.ત., ઈન્ડિયમના અગાઉ નક્કી થયેલ પરમાણ્વિયભાર 76ની આસપાસનો હતો. પરંતુ તેને આવર્તકોષ્ટકમાં આર્સેનિક (પરમાણ્વિયભાર 75) અને સેલેનિયમ (પરમાણ્વિયભાર 79)ની વચ્ચે મૂકી શકાય તેમ ન હતું. મેન્ડેલીફે સૂચવ્યું કે તેનો પરમાણુભાર 76ના બદલે 114 હોવો જોઈએ, જે હાલમાં સ્વીકારાયેલ મૂલ્ય 114.82ની નજીક છે. વળી, ઈન્ડિયમના રાસાયણિક ગુણધર્મો એલ્યુમિનિયમ અને થેલિયમના જાણીતા ગુણધર્મોથી વ્યાખ્યાયિત થયેલ સમૂહભાત (group pattern) સાથે સુસંગત થાય છે જે મેન્ડેલીફને સમર્થન આપે છે. તે જ પ્રમાણે Kનો પરમાણ્વીયભાર (39.10), Ar ના પરમાણ્વીયભાર (39.95) કરતાં ઓછો હોવા છતાં મેન્ડેલીફે Ar ને K કરતાં અગાઉના ક્રમમાં મૂક્યું હતું. કારણ કે Ar, શૂન્યસમૂહ તત્ત્વને સમાન અને K, સમૂહ I નાં તત્ત્વોને સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા હતા.

### કોષ્ટક 3.2 : ન્યુલેન્ડનાં અષ્ટકો

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

ત્યાર પછી આવર્તી પદ્ધતિ અંગેનાં થયેલાં કાર્યો સૂચવે છે કે તત્ત્વોના ક્રમ માટે પરમાણ્વિયભારને વળગી રહેવામાં આવ્યું ન હતું. દા.ત., આયોડિનનો પરમાણ્વિયભાર ટેલુરિયમ (સમૂહ VI) કરતાં થોડો ઓછો છે જેને સમૂહ VIIમાં ફ્લોરિન, ક્લોરિન અને બ્રોમીન સાથે મૂક્યો કારણ કે તેઓ સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા હતા (આકૃતિ 3.1). આમ, તે સમયે મેન્ડેલીફે સમાન ગુણધર્મોવાળાં તત્ત્વોને એક જ સમૂહમાં રાખવાં તેવો પ્રાથમિક ખ્યાલ રાખ્યો હતો. મેન્ડેલીફે જ્યારે આવર્તકોષ્ટક પ્રસિદ્ધ કર્યું ત્યારે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમ બંને તત્ત્વો વણશોધાયેલાં હતાં. તેણે વણશોધાયેલાં આ તત્ત્વો માટે એલ્યુમિનિયમની નીચે અને સિલિકોનની નીચે ખાલી જગ્યા રાખી હતી. મેન્ડેલીફે આ તત્ત્વોને અનુક્રમે “એકા - એલ્યુમિનિયમ (Eka-Aluminium)” અને “એકા- સિલિકોન (Eka-Silicon)” [સંસ્કૃતમાં ‘Eka’ એટલે Next (તરત પછીના ક્રમનું)] તરીકે દર્શાવ્યાં હતાં. આ તત્ત્વો માટે મેન્ડેલીફે આગાહી કરેલા કેટલાક ગુણધર્મો અને પ્રાયોગિક રીતે શોધાયેલા ગુણધર્મોમાં ખૂબ જ સામ્યતા જોવા મળી હતી (કોષ્ટક 3.3). જેના આધારે મેન્ડેલીફે “એકા-એલ્યુમિનિયમ”ને “ગેલિયમ” અને “એકા-સિલિકોન”ને “જર્મેનિયમ” નામ આપ્યાં હતાં. આમ, આવર્તકોષ્ટકનો વિકાસ થતો રહેતો હતો. ઈ.સ. 1905 માં પ્રસિદ્ધ થયેલ મેન્ડેલીફનું આવર્તકોષ્ટક આકૃતિ 3.1માં દર્શાવેલ છે.

**કોષ્ટક 3.3 : એકા-એલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તત્ત્વોના ગુણધર્મો અંગે મેન્ડેલીફની આગાહી અને પ્રાયોગિક પરિણામો (માત્ર જાણકારી માટે)**

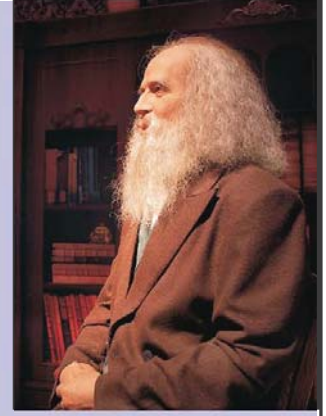
ગુણધર્મો	એકા-એલ્યુમિનિયમ (આગાહી કરેલ)	ગેલિયમ (શોધેલ)	એકા-સિલિકોન (આગાહી કરેલ)	જર્મેનિયમ (શોધેલ)
પરમાણ્વિયભાર	68	70	72	72.6
ઘનતા (ગ્રામ સેમી <sup>-3</sup> )	5.9	5.94	5.5	5.36
ગલનબિંદુ (કેલ્વિન)	નીચું	302.93	ઊંચું	1231
ઓક્સાઈડનું સૂત્ર	E <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	EO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
ક્લોરાઈડનું સૂત્ર	ECl <sub>3</sub>	GaCl <sub>3</sub>	ECl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>

સમૂહ અને આવર્તમાં તત્ત્વોની આવર્તી પદ્ધતિ  
(માત્ર જાણકારી માટે)

	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
1	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	કોસ્મોસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5
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	કોસ્મોસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5
3	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	કોસ્મોસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5
4	આર્ગોન Ar 38	પોટેશિયમ K 39.1	કેલ્શિયમ Ca 40.1	સ્કેન્ડિયમ Sc 44.1	ટિટાનિયમ Ti 48.1	વાનિયમ V 51.4	ક્રોમિયમ Cr 52.1	મેંગેનેસ Mn 55.0	ફોસ્ફોરસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5
5	આર્ગોન Ar 38	પોટેશિયમ K 39.1	કેલ્શિયમ Ca 40.1	સ્કેન્ડિયમ Sc 44.1	ટિટાનિયમ Ti 48.1	વાનિયમ V 51.4	ક્રોમિયમ Cr 52.1	મેંગેનેસ Mn 55.0	ફોસ્ફોરસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5
6	ક્રિપ્ટોન Kr 81.8	રૂબિડિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોન્ટિયમ Sr 87.6	યોટ્રિયમ Y 89.0	ઝીન્ક Zn 65.4	નિઓબિયમ Nb 94.0	મોલિબ્ડેનમ Mo 96.0	ટેકેશિયમ Tc 98.0	સેલેનિયમ Se 79	બ્રોમિન Br 79.95	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5	
7	ક્રિપ્ટોન Kr 81.8	રૂબિડિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોન્ટિયમ Sr 87.6	યોટ્રિયમ Y 89.0	ઝીન્ક Zn 65.4	નિઓબિયમ Nb 94.0	મોલિબ્ડેનમ Mo 96.0	ટેકેશિયમ Tc 98.0	સેલેનિયમ Se 79	બ્રોમિન Br 79.95	આયર્ન Fe 55.9	કોબાલ્ટ Co 59	નિકલ Ni 59	રૂથેનિયમ Ru 101.7	રોડિયમ Rh 103.3	પેલેડિયમ Pd 106.5	
8	ક્ષેપોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સેરિયમ Ce 140	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9
9	ક્ષેપોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સેરિયમ Ce 140	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9
10	ક્ષેપોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સેરિયમ Ce 140	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9
11	ક્ષેપોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સેરિયમ Ce 140	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9
12	ક્ષેપોન Xe 128	સિઝિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સેરિયમ Ce 140	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	નેપ્ચ્યુનિયમ Np 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9	અસ્થિતિય U 238	થોરિયમ Th 232	પ્રોમિથિયમ Pr 140.9	પ્લુટોનિયમ Pu 140.9

આકૃતિ 3.1 : મેન્ડેલીફનું આવર્તકોષ્ટક (1905)

દમિત્રિ મેન્ડેલીફનો જન્મ રશિયાના સાઇબેરિયાના તોબાલ્સ્કમાં થયો હતો. તેણે ઈ. સ. 1856માં રસાયણ વિજ્ઞાન સાથે પારંગતની (M.Sc.) પદવી અને 1865માં વિદ્યાવાચસ્પતિની (Ph.D.) પદવી મેળવી હતી. તે ઈ. સ. 1867માં યુનિવર્સિટી ઓફ પિટ્સબર્ગ ખાતે રસાયણ વિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. તેના ગૌરવશાળી પુસ્તક ‘રસાયણ વિજ્ઞાનના સિદ્ધાંતો’નું પ્રાથમિક કાર્ય, મેન્ડેલીફને આવર્તનિયમ રજૂ કરવા અને તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકના નિર્માણ કરવા સુધી દોરી ગયું. મેન્ડેલીફના આવર્તનિયમે તેના પછીના દશકા દરમિયાન સંશોધનનાં ઘણાં ક્ષેત્રોને પ્રોત્સાહન આપ્યું હતું. ઉમદાવાયુઓ, યુરેનિયમ, થોરિયમ અને અનુયુરેનિયમ તત્ત્વોની શોધ માટે આવર્તનિયમ અને આવર્તકોષ્ટક ચાવીરૂપ બન્યા હતા. મેન્ડેલીફે ક્ષતિરહિત બેરોમિટર પણ બનાવ્યું હતું. ઈ. સ. 1890માં તેને પ્રાધ્યાપકના પદેથી રાજીનામું આપ્યું હતું. ઈ. સ. 1907માં મેન્ડેલીફ અવસાન પામ્યા હતા. મેન્ડેલીફના વિશિષ્ટ કાર્યને બિરદાવવા વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગે પોતે નવા શોધેલ 101 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ મેન્ડેલેવિયમ રાખવા સૂચવ્યું હતું.



દમિત્રિ ઈવાનોવિચ મેન્ડેલીફ  
(1834-1907)

### 3.4 આધુનિક આવર્તનિયમ અને આધુનિક આવર્તકોષ્ટક (Modern Periodic Law and Modern Periodic Table)

જ્યારે મેન્ડેલીફે આવર્તકોષ્ટક વિકસાવ્યું ત્યારે રસાયણ વિજ્ઞાનીઓને પરમાણુના આંતરિક બંધારણ વિશેની જાણકારી ન હતી. તેમ છતાં વીસમી સદીની શરૂઆતમાં અવપરમાણ્વિય કણો (Subatomic particles) અંગેના સિદ્ધાંતો વિકસ્યા હતા. ઈ. સ. 1913માં અંગ્રેજ ભૌતિકવિજ્ઞાની હેન્રી મોસેલેએ (Henry Moseley) તત્ત્વોના ક્ષ-કિરણ વર્ણપટ લાક્ષણિકતામાં નિયમિતતા જોઈ હતી. તેને  $\sqrt{V}$  (જ્યાં  $V$  ઉત્સર્જિત ક્ષ-કિરણોની આવૃત્તિ છે) વિરુદ્ધ પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અને  $\sqrt{V}$  વિરુદ્ધ પરમાણ્વિયભાર એમ બે પ્રકારના આલેખ દોર્યા હતા. પ્રથમ આલેખ સીધી રેખા સ્વરૂપે મળ્યો પણ બીજા આલેખમાં સીધી રેખા ન મળી. તે એમ દર્શાવે છે કે પરમાણ્વિયભાર કરતાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધુ પાયાનો ગુણધર્મ છે. તેના પરિણામ સ્વરૂપ મેન્ડેલીફના આવર્તનિયમમાં ‘પરમાણ્વિયભાર’ના સ્થાને ‘પરમાણ્વિય-ક્રમાંક’ શબ્દ મૂકી સુધારો કરવામાં આવ્યો હતો. જે આધુનિક આવર્તનિયમ તરીકે જાણીતો થયો. તેને આ પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય છે :

“તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો તેના પરમાણ્વિય-ક્રમાંકના આવર્તનીય છે.”

આપણે જાણીએ છીએ, કે પરમાણ્વિય-ક્રમાંક કેન્દ્રના વીજભાર જેટલો (એટલે કે પ્રોટોનની સંખ્યા) અથવા તટસ્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલો હોય છે. આવર્તકોષ્ટકના અનેક સ્વરૂપો સમયાંતરે વિચારાયા હતા. કેટલાંક સ્વરૂપો તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રોન રચના પર ભાર મૂકતાં હતાં. જ્યારે બીજાં સ્વરૂપો રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ અને સંયોજકતા પર

ભાર મૂકતાં હતાં. તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકના “વિસ્તૃત સ્વરૂપ” તરીકે ઓળખાતું આધુનિક સ્વરૂપ (આકૃતિ 3.2) વ્યાપક રીતે ઉપયોગમાં લઈ શકાય તેવું છે. જે તત્ત્વોના પરમાણુઓની સૌથી બહારની કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોન રચના સમાન જોવા મળી તેમને આવર્તકોષ્ટકના ઊભા સ્તંભોમાં ગોઠવવામાં આવ્યાં કે જે સમૂહ (group) અથવા કુટુંબ (family) તરીકે ઓળખાવા લાગ્યા હતાં. ઇન્ટરનેશનલ યુનિયન ઓફ પ્યોર એન્ડ એપ્લાઇડ કેમિસ્ટ્રીની (IUPAC) ભલામણ મુજબ જૂની પદ્ધતિ પ્રમાણે સમૂહોને આપેલા નંબરો IA.... VIIA, VIII, IB.....VIIB અને O (VIII) ને સ્થાને 1થી 18 નંબર આપવામાં આવ્યા છે.

આવર્તકોષ્ટકમાં આડી હરોળોને આવર્તો કહે છે. બધા મળીને કુલ સાત આવર્તો છે. આવર્તોને ઓળખવાના હેતુથી આવર્તકોષ્ટકના મથાળેથી શરૂ કરી દરેક આવર્તને ક્રમમાં સામાન્ય અંકો આપવામાં આવ્યા હતા. આમ, આવર્ત 3 એ તત્ત્વોની ત્રીજી હરોળ અને આવર્ત 4 એ તત્ત્વોની ચોથી હરોળ થાય. પ્રથમ આવર્ત બે તત્ત્વો ધરાવે છે. તે પછીના આવર્તો અનુક્રમે 8, 8, 18, 18 અને 32 તત્ત્વો ધરાવે છે. જ્યારે સાતમો આવર્ત અધૂરો છે. આવર્ત-1 ને અતિલઘુ આવર્ત, આવર્ત-2 અને 3 અનુક્રમે પ્રથમ અને દ્વિતીય લઘુ આવર્ત, આવર્ત-4 અને 5 ને અનુક્રમે પ્રથમ અને દ્વિતીય લાંબો આવર્ત કહે છે. આવર્ત-6 અને 7 ને અનુક્રમે પ્રથમ અને દ્વિતીય અતિ લાંબો આવર્ત કહે છે. આ સ્વરૂપમાં છઠ્ઠા અને સાતમા એમ બંને આવર્તના (અનુક્રમે લેન્થેનોઇડ્સ અને એક્ટિનોઇડ્સ) 14 તત્ત્વોની નામાવલી તળિયે અલગથી દર્શાવેલ છે.

આમ, આપણે જોયું તે મુજબ તત્ત્વોનું સમૂહમાં વર્ગીકરણ, આવર્ત નિયમનો વિકાસ અને આવર્તકોષ્ટક, ઘણા વૈજ્ઞાનિકોના પરિશ્રમનું પરિણામ છે.

		પ્રતિનિધિ તત્વો										પ્રતિનિધિ તત્વો										ઉમદા વાયુઓ																																																
		સમૂહ ક્રમાંક										સમૂહ ક્રમાંક										18	0																																															
		d-સંક્રાંતિ તત્વો										d-સંક્રાંતિ તત્વો																																																										
		સમૂહ ક્રમાંક										સમૂહ ક્રમાંક																																																										
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	13B	14B	15B	16B	17B	18B	19B	20B	21B	22B	23B	24B	25B	26B	27B	28B	29B	30B	31B	32B	33B	34B	35B	36B	37B	38B	39B	40B	41B	42B	43B	44B	45B	46B	47B	48B	49B	50B	51B	52B	53B	54B	55B	56B	57B	58B	59B	60B	61B	62B	63B	64B	65B	66B	67B	68B	69B	70B	71B
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$	$4s^1$	$4s^2$	$4s^2 3d^1$	$4s^2 3d^2$	$4s^2 3d^3$	$4s^2 3d^4$	$4s^2 3d^5$	$4s^2 3d^6$	$4s^2 3d^7$	$4s^2 3d^8$	$4s^2 3d^9$	$4s^2 3d^{10}$	$4s^2 3d^{10} 4p^1$	$4s^2 3d^{10} 4p^2$	$4s^2 3d^{10} 4p^3$	$4s^2 3d^{10} 4p^4$	$4s^2 3d^{10} 4p^5$	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	$5s^1$	$5s^2$	$5s^2 4d^1$	$5s^2 4d^2$	$5s^2 4d^3$	$5s^2 4d^4$	$5s^2 4d^5$	$5s^2 4d^6$	$5s^2 4d^7$	$5s^2 4d^8$	$5s^2 4d^9$	$5s^2 4d^{10}$	$5s^2 4d^{10} 5p^1$	$5s^2 4d^{10} 5p^2$	$5s^2 4d^{10} 5p^3$	$5s^2 4d^{10} 5p^4$	$5s^2 4d^{10} 5p^5$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	$6s^1$	$6s^2$	$6s^2 4f^1 5d^1$	$6s^2 4f^2 5d^1$	$6s^2 4f^3 5d^1$	$6s^2 4f^4 5d^1$	$6s^2 4f^5 5d^1$	$6s^2 4f^6 5d^1$	$6s^2 4f^7 5d^1$	$6s^2 4f^8 5d^1$	$6s^2 4f^9 5d^1$	$6s^2 4f^{10} 5d^1$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^1$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^2$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^3$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^4$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^5$	$6s^2 4f^{10} 5d^1 6p^6$	

f-આંતર સંક્રાંતિ તત્વો

58	59	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ce	Pr	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
$4f^1 5d^0 6s^2$	$4f^2 5d^0 6s^2$	$5f^2 6d^1 7s^2$	$5f^2 6d^1 7s^2$	$5f^3 6d^1 7s^2$	$5f^4 6d^1 7s^2$	$5f^6 6d^1 7s^2$	$5f^7 6d^1 7s^2$	$5f^7 6d^2 7s^2$	$5f^7 6d^3 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$	$5f^7 6d^4 7s^2$

\*\*એક્ટીનોઇડ્સ  
 $4f^1 5d^0 6s^2$

\*\*એક્ટીનોઇડ્સ  
 $5f^1 6d^0 7s^2$

આકૃતિ 3.2 : આવર્તકોષ્ટકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ (આધુનિક આવર્ત કોષ્ટક)



### કોષ્ટક 3.6 : આવર્તમાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

આવર્તક્રમ	આવર્તનાં તત્ત્વો અને તેની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના	બાહ્યતમ કક્ષાનો ક્રમ
પહેલો	હાઈડ્રોજન ( $1s^1$ ) થી ...હિલિયમ ( $1s^2$ ) ${}_1\text{H}$ થી ${}_2\text{He}$	1
બીજો	લિથિયમ ( $2s^1$ ) થી ...નિયોન ( $2s^2 2p^6$ ) ${}_3\text{Li}$ થી ${}_{10}\text{Ne}$	2
ત્રીજો	સોડિયમ ( $3s^1$ ) થી ...આર્ગોન ( $3s^2 3p^6$ ) ${}_{11}\text{Na}$ થી ${}_{18}\text{Ar}$	3
ચોથો	પોટેશિયમ ( $4s^1$ ) થી ...ક્રિપ્ટોન ( $4s^2 4p^6$ ) ${}_{19}\text{K}$ થી ${}_{36}\text{Kr}$	4
પાંચમો	રુબિડિયમ ( $5s^1$ ) થી ...ઝેનોન ( $5s^2 5p^6$ ) ${}_{37}\text{Rb}$ થી ${}_{54}\text{Xe}$	5
છઠ્ઠો	સીઝિયમ ( $6s^1$ ) થી ...રેડોન ( $6s^2 6p^6$ ) ${}_{55}\text{Cs}$ થી ${}_{86}\text{Rn}$	6
સાતમો	ફ્રાન્સિયમ ( $7s^1$ ) થી ...અધૂરો આવર્ત ${}_{87}\text{Fr}...$ થી અધૂરો આવર્ત	7

કોષ્ટક 3.6 માં દર્શાવ્યા મુજબ દરેક આવર્તના પ્રથમ તત્ત્વની પરમાણુની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $ns^1$  ( $n =$  આવર્તક્રમ અથવા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક  $n$ ) હોય છે. જ્યારે અંતિમ તત્ત્વના પરમાણુની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રથમ આવર્ત સિવાય  $ns^2 np^6$  હોય છે.

(b) **સમૂહમાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના :** કોઈ પણ સમૂહમાં રહેલાં બધાં તત્ત્વોમાં બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સમાન હોય છે. તેથી આ તત્ત્વો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવે છે. દા.ત., સમૂહ 1 નાં બધાં તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $ns^1$  છે, જે કોષ્ટક 3.7 માં દર્શાવેલ છે. તેવી જ રીતે હેલોજન સમૂહના દરેક તત્ત્વના પરમાણુની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $ns^2 np^5$  છે.

### કોષ્ટક 3.7 : સમૂહ 1નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	સંજ્ઞા	ઇલેક્ટ્રોનીય રચના
3	Li	$1s^2 2s^1$ or $[\text{He}] 2s^1$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ or $[\text{Ne}] 3s^1$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ or $[\text{Ar}] 4s^1$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ or $[\text{Kr}] 5s^1$
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ or $[\text{Xe}] 6s^1$
87	Fr	$[\text{Rn}] 7s^1$

### 3.7 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકારો s-, p-, d-, f- વિભાગો (Electronic Configurations and Types of Elements : s-, p-, d-, f- blocks)

પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાના કારણે આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોનું જુદા જુદા વિભાગોમાં વર્ગીકરણ કરવું સરળ બન્યું હતું. તત્ત્વની જે કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોન છેલ્લે ભરાય છે તેના આધારે તત્ત્વોનું s-વિભાગ, p-વિભાગ, d-વિભાગ અને f-વિભાગમાં વર્ગીકરણ થઈ શકે છે. જે આકૃતિ 3.3 માં દર્શાવેલ છે. આ પ્રકારો પાડવામાં હાઈડ્રોજન અને હિલિયમ અપવાદ તરીકે જોવા મળ્યા છે. હિલિયમની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $1s^2$  હોવાથી તે s-વિભાગનું તત્ત્વ હોવું જોઈએ પણ આવર્તકોષ્ટકમાં તેનું સ્થાન

p-વિભાગના સમૂહ 18માં ગણી શકાય. કારણ કે તે સંપૂર્ણ ભરાયેલી સંયોજકતાકોષ ધરાવતું હોવાથી સમૂહ 18નાં અન્ય તત્ત્વોના (ઉમદાવાયુઓ) જેવા ગુણધર્મો ધરાવે છે. હાઈડ્રોજનની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $1s^1$  હોવાથી તેને સમૂહ 1 માં મૂકી શકાય. પણ તે એક ઇલેક્ટ્રોન મેળવી ઉમદાવાયુ જેવી ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આમ, તે સમૂહ 17ના (હેલોજન સમૂહ) તત્ત્વોની જેમ વર્તન કરે છે. હાઈડ્રોજનને વિશિષ્ટ કિસ્સો ગણીને આપણે આકૃતિ 3.2 અને 3.3માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે આવર્તકોષ્ટકના ઉપરના ભાગમાં તેને અલગથી મૂકીશું. હવે આપણે s-, p-, d- અને f- વિભાગનાં તત્ત્વોની મહત્ત્વની ખાસિયતોની ચર્ચા ટૂંકમાં કરીશું.

s - વિભાગ		p - વિભાગ															
1s	2	13	14	15	16	17	18										18
Li	Be	B	C	N	O	F	He										Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
Rb	Mg	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
Fr	Ra	-	Uuq	-	Uuh	-	-										

d - વિભાગ															
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12				
3d		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn				
4d		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd				
5d		La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg				
6d		Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub				

s - વિભાગ		p - વિભાગ															
1s	2	13	14	15	16	17	18										18
Li	Be	B	C	N	O	F	He										Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr										
Rb	Mg	In	Sn	Sb	Te	I	Xe										
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn										
Fr	Ra	-	Uuq	-	Uuh	-	-										

f - વિભાગ															
		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12				
લેન્થેનોઇડ્સ 4f		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
એક્ટિનોઇડ્સ 5f		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

આકૃતિ 3.3 : કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોન ભરાવાના આધારે આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોના વિભાગો ધાતુઓ, અધાતુઓ, અર્ધધાતુઓ

ધાતુઓ ( ), અધાતુઓ ( ), અર્ધધાતુઓ ( )



### 3.7.1 s- વિભાગનાં તત્વો (s- Block Elements) :

સમૂહ 1 (આલ્કલી ધાતુઓ) અને સમૂહ 2 ના (આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ) તત્વોમાં ઇલેક્ટ્રોન છેલ્લે s- કક્ષકમાં ભરાય છે. આ કક્ષકોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અનુક્રમે  $ns^1$  અને  $ns^2$  છે. તેથી આ તત્વોને s-વિભાગનાં તત્વો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે જે નીચી આયનીકરણ એન્ટાલ્પીવાળી પ્રતિક્રિયાત્મક ધાતુઓ છે.

### 3.7.2 p- વિભાગનાં તત્વો (p-Block Elements) :

જે તત્વોમાં છેલ્લે ભરાતી કક્ષક p હોય છે તેવા તત્વોને p-વિભાગનાં તત્વો કહે છે. સમૂહ 13 થી 18 માં આવેલાં તત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન p-કક્ષકમાં ભરાય છે. તેથી આ તત્વોનો સમાવેશ p-વિભાગમાં થાય છે. દરેક આવર્તનાં તત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $ns^2 np^1$  થી  $ns^2 np^6$  સુધી બદલાતી રહે છે. સમૂહ 18 નાં તત્વોની સંયોજકતા કોષની બધી જ કક્ષકો ઇલેક્ટ્રોનથી સંપૂર્ણ ભરાયેલ હોય છે. જે સ્થાયી રચના ગણાય છે. આ તત્વો ઇલેક્ટ્રોન મેળવવાની કે ગુમાવવાની વૃત્તિ ધરાવતાં નથી. આ વાયુતત્વોને આપણે ઉમદા વાયુઓ (noble gases) તરીકે ઓળખીએ છીએ. આ તત્વો રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં નથી એટલે નિષ્ક્રિય રહે છે. તેથી તેમને નિષ્ક્રિય વાયુ તરીકે ગણવામાં આવે છે.

સમૂહ 16 અને 17 અનુક્રમે ચાલ્કોજન (chalcogens) અને હેલોજન સમૂહ તરીકે ઓળખાય છે. s- અને p વિભાગનાં તત્વોને પ્રતિનિધિ તત્વો (Representative elements) અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્વો (Main group elements) કહે છે.

**3.7.3 d- વિભાગનાં તત્વો : સંક્રાંતિ તત્વો (d-Block Elements : Transition Elements) :** જે તત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન d-કક્ષકમાં ભરાય છે તે તત્વો d-વિભાગના ગણાય છે. સમૂહ 3 થી 12નાં તત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન d-કક્ષકોમાં ભરાય છે. તેથી આ તત્વો d-વિભાગનાં તત્વો કહેવાય છે. આ તત્વોની સામાન્ય બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$  છે. આ તત્વો સંક્રાંતિ ધાતુઓ છે.

**3.7.4 f- વિભાગનાં તત્વો : આંતરસંક્રાંતિ તત્વો (f-Block Elements : Innertransition Elements) :** જે તત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન f-કક્ષકમાં ભરાય છે તેમને f-વિભાગનાં તત્વો કહેવાય છે. આવર્તકોષ્ટકના તળિયે રહેલ બે આડી હરોળનાં તત્વો Ce (Z=58) થી Lu (Z=71) (લેન્થેનોઇડ્સ) અને Th (Z=90) થી Lr (Z=103) (એક્ટિનોઇડ્સ) તેમની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $(n-2)f^{1-14} (n-1)d^{0-1} ns^2$  ધરાવે છે. આ બે શ્રેણીના દરેક તત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન f-કક્ષામાં ભરાય છે તેથી આ તત્વોને f-વિભાગનાં તત્વો કહે છે. જે આંતરસંક્રાંતિ તત્વો તરીકે પણ પ્રચલિત છે. તે બધાં ધાતુ તત્વો છે.

ધાતુ તત્વો આવર્તકોષ્ટકમાં ડાબી બાજુએ જોવા મળે છે. જ્યારે અધાતુ તત્વો આવર્તકોષ્ટકમાં જમણી બાજુએ ઉપર તરફ જોવા મળે છે. ધાત્વીયમાંથી અધાત્વીય લક્ષણમાં ફેરફાર એકાએક થતો નથી જે આકૃતિ 3.3માં જાડી સર્પાકાર (zigzag) રેખાથી દર્શાવેલ છે. આ રેખાને અડોઅડ આવેલાં અને આવર્તકોષ્ટકમાં ત્રાંસી રીતે આગળ વધતાં તત્વો (દા.ત., સિલિકોન, જર્મેનિયમ, આર્સેનિક, એન્ટિમની અને ટેલુરિયમ) ધાતુઓ અને અધાતુઓ એમ બંનેના ગુણધર્મો દર્શાવે છે. તેથી આ તત્વોને અર્ધધાતુઓ (Semi-metals) અથવા ઉપધાતુઓ (Metalloids) કહેવામાં આવે છે.

## 3.8 તત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ

### (Periodic Trends in Properties of Elements)

આવર્તકોષ્ટકમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અથવા આવર્તમાં ડાબા છેડાથી જમણા છેડા તરફ જતાં તત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં ઘણી ભાતો (Pattern) જોવા મળે છે. દા.ત., એક જ આવર્તમાં, રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા વલણ સમૂહ 1ની ધાતુઓમાં વધુ, કોષ્ટકની મધ્યનાં તત્વોમાં ઓછી અને સમૂહ 17ના અધાતુ તત્વોમાં વધીને મહત્તમ જોવા મળે છે. તે જ પ્રમાણે સમૂહ 1માં નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા વધે છે. જ્યારે સમૂહ 17 માં નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઘટે છે. તત્વો ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો શા માટે આવું વલણ ધરાવે છે? ગુણધર્મોમાં આવર્તી-વલણ કેવી રીતે સ્પષ્ટ કરી શકાય? આપણે અહીં આ પ્રશ્નોના ઉત્તર મેળવવાનો પ્રયત્ન કરીશું.

**3.8.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તીવલણ (Periodic Trends in Physical Properties) :** તત્વોના અનેક ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વિચલન જોવા મળે છે. અહીં આપણે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતામાં આવર્તીવલણોની ચર્ચા કરીશું.

**3.8.1.1 પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (Atomic Radius) :** આપણે જાણીએ છીએ તે મુજબ પરમાણુ અતિ સૂક્ષ્મ કણ છે. તેથી એકલા પરમાણુની ત્રિજ્યા માપવી અતિ મુશ્કેલ છે. તેમ છતાં અણુમાં પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરને જાણવાથી પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાનો અંદાજ કાઢી શકાય છે. પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ક્ષ-કિરણ અથવા અન્ય વર્ણપટદર્શકી (spectroscopic) પદ્ધતિઓ દ્વારા માપી શકાય છે. સહસંયોજક અણુમાં બે પરમાણુ કેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરનું સરેરાશ અડધું મૂલ્ય પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા તરીકે ગણવામાં આવે છે. જેને તે તત્વની સહસંયોજક ત્રિજ્યા (covalent radius) તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. દા.ત., ક્લોરિન અણુ ( $Cl_2$ )માં બંધ અંતર 198 pm છે. આ અંતરના અડધા મૂલ્યને (99 pm) ક્લોરિનની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા તરીકે લેવામાં આવે છે. ધાત્વીય સ્ફટિકમાં પાસપાસેનાં બે પરમાણુ કેન્દ્રો વચ્ચેના સરેરાશ અડધા મૂલ્યને ધાતુ પરમાણુની

ત્રિજ્યા કહે છે. જે ધાત્વીય ત્રિજ્યા તરીકે પણ પ્રચલિત છે. દા.ત., ઘન કોપરમાં બે સંલગ્ન કોપર પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર 256 pm છે. તેથી કોપરની ધાત્વીય ત્રિજ્યા 128 pm થશે.

પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે સંબંધિત છે. કોષ્ટક 3.8(a) માં દર્શાવ્યા મુજબ આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધે તેમ કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધે છે અને બીજી તરફ બાહ્ય કક્ષામાંના ઇલેક્ટ્રોનનો વધારો થાય છે. તેની ઇલેક્ટ્રોન કક્ષાનો આંક (મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક n) વધતો નહિ હોવાથી કેન્દ્રથી ઇલેક્ટ્રોનનું અંતર ખાસ વધતું નથી. પરિણામે કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધવાથી ઇલેક્ટ્રોન ઉપર કેન્દ્રનું આકર્ષણ વધે છે. જેને કારણે કક્ષાઓ સંકોચાવાથી પરમાણુ ત્રિજ્યાઓમાં ઘટાડો થાય છે. જે આકૃતિ 3.4(a) માં બીજાં આવર્તનાં તત્ત્વો માટે સમજાવેલ છે. લાંબા આવર્તમાં મધ્યમાં રહેલા d-વિભાગ અને f-વિભાગ તત્ત્વોમાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધે તેમ પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં નહિવત્ ફેરફાર થાય છે.

### કોષ્ટક 3.8 (a) : આવર્તોમાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (pm)\*

(માત્ર જાણકારી માટે)

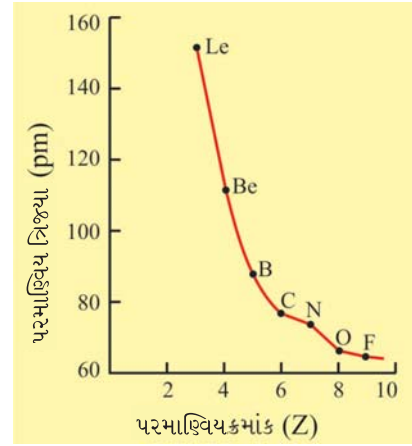
બીજા આવર્તના પરમાણુ	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા	152	111	88	77	74	66	64
ત્રીજા આવર્તના પરમાણુ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા	186	160	143	117	110	104	99

\* pm એટલે પિકોમીટર =  $10^{-12}$  મીટર

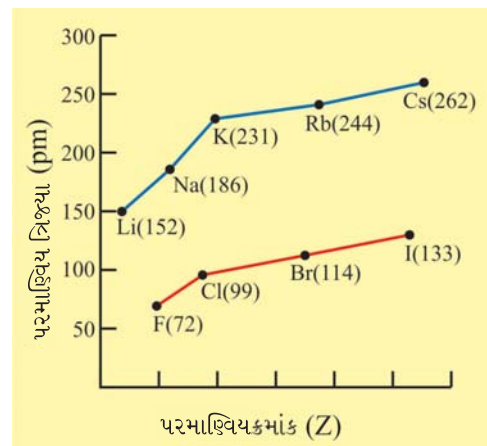
કોષ્ટક 3.8 (b)માં દર્શાવ્યા મુજબ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધવાની સાથે મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n) વધતો જાય છે. તેથી સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનો કેન્દ્રથી વધારે દૂર થતા જાય છે. પરિણામે કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધવા છતાં ઇલેક્ટ્રોન પર કેન્દ્રનું આકર્ષણ કમશ: ઘટે છે. આમ, કક્ષાઓ વિસ્તરણ પામતી હોવાથી પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં વધારો થાય છે, જે આકૃતિ 3.4(b) માં આલ્કલી ધાતુઓ અને હેલોજન સમૂહ માટે સમજાવેલ છે.

### કોષ્ટક 3.8(b) : સમૂહોમાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (pm) (માત્ર જાણકારી માટે)

સમૂહ 1ના પરમાણુ	પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા	સમૂહ 17ના પરમાણુ	પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



(a) બીજા આવર્તનાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર



(b) આલ્કલી ધાતુ અને હેલોજન સમૂહનાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર  
આકૃતિ 3.4

ઉપર્યુક્ત ચર્ચાના અંતે ત્રણ તત્વો Al, C અને Si ને પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવવાનો પ્રયત્ન કરીએ તો તે ક્રમ  $C < Si < Al$  છે. કારણ કે એક જ આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઘટે છે.  $Al(Z=13)$ ,  $Si(Z=14)$  એક જ આવર્તમાં (ત્રીજા આવર્ત) આવેલા છે. તેથી તેમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાનો ક્રમ  $Si < Al$  થાય. જ્યારે  $C(Z=6)$  અને  $Si(Z=14)$  સમૂહ 14માં આવેલા છે. આપણે જાણીએ છીએ તેમ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા વધે છે. તેથી અહીં ક્રમ  $C < Si$  થાય.

### 3.8.1.2 આયનીય ત્રિજ્યા (Ionic Radius) :

સામાન્ય રીતે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવીને ધન આયન અને ઇલેક્ટ્રોન મેળવીને ઋણ આયન બનાવે છે. આયનીય સ્ફટિકોમાં ધન આયન અને ઋણ આયન વચ્ચેના અંતરના માપન દ્વારા આયનીય ત્રિજ્યા માપી શકાય છે. ધન આયન એ તેના જનક પરમાણુ (parent atom) કરતાં નાનો હોય છે. કારણ કે તેની પાસે ઓછા ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. જ્યારે તેમનો કેન્દ્રીય વીજભાર સમાન હોય છે. એટલે કે અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર ધન આયનમાં તેના જનક પરમાણુ કરતાં વધુ હોય છે. દા.ત., Na માં 11 પ્રોટોન, 11 ઇલેક્ટ્રોનને આકર્ષે છે. જ્યારે  $Na^+$  માં 11 પ્રોટોન, 10 ઇલેક્ટ્રોનને આકર્ષે છે. તેથી  $Na^+$ ની આયનીય ત્રિજ્યા 95 pm અને Na ની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા 186 pm છે. ઋણ આયનનું કદ તેના જનક પરમાણુ કરતાં મોટું હોય છે. કારણ કે તેની પાસે વધુ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. જ્યારે તેમનો કેન્દ્રીય વીજભાર સમાન હોય છે. એટલે ઋણ આયનમાં અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર તેના જનક પરમાણુ કરતાં ઓછો હોય છે. દા.ત., F માં 9 પ્રોટોન, 9 ઇલેક્ટ્રોનને આકર્ષે છે. જ્યારે  $F^-$ માં 9 પ્રોટોન 10 ઇલેક્ટ્રોનને આકર્ષે છે. તેથી  $F^-$ ની આયનીય ત્રિજ્યા 136 pm અને Fની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા માત્ર 64 pm છે. આવર્ત કોષ્ટકમાં તત્વોની આયનીય ત્રિજ્યા, પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા જેવું જ વલણ દર્શાવે છે.

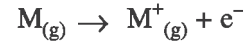
કેટલાક પરમાણુઓ અને આયનોમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન જોવા મળે છે. જે સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ (isoelectronic species) તરીકે ઓળખાય છે. દા.ત.,  $O^{2-}$ ,  $F^-$ ,  $Na^+$  અને  $Mg^{2+}$  માં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (10) સમાન છે. પણ તેમની ત્રિજ્યા જુદી જુદી છે. કારણ કે તેઓ જુદો જુદો કેન્દ્રીય વીજભાર ધરાવે છે. ધન આયન પાસે વધારે ધનવીજભાર હોવાથી અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર વધે છે. તેથી તેની ત્રિજ્યા નાની થશે. જ્યારે ઋણ આયન પાસે ઋણવીજભાર વધુ હોવાથી અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર ઘટે છે. તેથી તેની ત્રિજ્યા મોટી થશે.

હવે આપણે  $Mg$ ,  $Mg^{2+}$ , Al અને  $Al^{3+}$  સ્પીસિઝના કદનો વિચાર કરીએ તો  $Mg$  નું કદ સૌથી મોટું અને  $Al^{3+}$  નું કદ સૌથી નાનું થશે. કારણ કે  $Mg$  અને Al એક જ આવર્તમાં (આવર્ત 3) આવેલા છે. એક જ આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઘટે છે. તેથી  $Al < Mg$  થાય.

સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝમાં ધનવીજભાર વધતો જાય તેમ તેની ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. તેથી અહીં  $Al^{3+} < Mg^{2+}$  થાય. ઉપરાંત ધન આયનોનાં કદ તેના જનક પરમાણુ કરતાં નાના હોય છે. પરિણામે  $Mg^{2+} < Mg$  અને  $Al^{3+} < Al$  થાય. વળી,  $Mg^{2+}$  માં અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર Al કરતાં વધુ હોવાથી  $Mg^{2+} < Al$  થાય.

### 3.8.1.3 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization

**Enthalpy) :** વાયુરૂપ તટસ્થ પરમાણુમાંથી (M) ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરી ધન આયન મેળવવા માટેની જરૂરી ન્યૂનતમ ઊર્જાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. એક ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા જરૂરી ઊર્જાને પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી (ઊર્જા/શક્તિ) કહે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો તત્ત્વ M માટે પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી, નીચેના સમીકરણમાં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર ( $\Delta_1H_1$ ) છે.

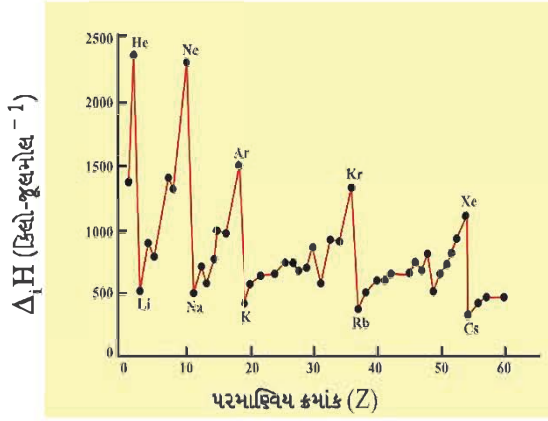


આયનીકરણ એન્થાલ્પીને કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup> એકમમાં દર્શાવવામાં આવે છે. તત્ત્વ Mમાંના બીજા ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી ( $\Delta_2H_2$ ) કહે છે.



દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય, પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. તેનું કારણ વધતો જતો અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર છે. અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર વધે છે તેમ બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ બળ વધે છે. કેન્દ્ર સાથે વધુ આકર્ષણ બળ ધરાવતા ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા વધુ ઊર્જા જોઈએ છે. આમ, અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર જેમ જેમ વધતો જાય છે તેમ તેમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી પણ વધતી જાય છે. જો તત્ત્વમાંના ત્રીજા ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા માટેની જરૂરી ઊર્જાને તૃતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી ( $\Delta_3H_3$ ) કહીએ તો તેનું મૂલ્ય દ્વિતીય આયનીકરણ કરતાં વધુ જ મળશે. આમ પછીની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો ક્રમશઃ વધતા જાય છે. ટૂંકમાં  $\Delta_1H_1 < \Delta_2H_2 < \Delta_3H_3 \dots$

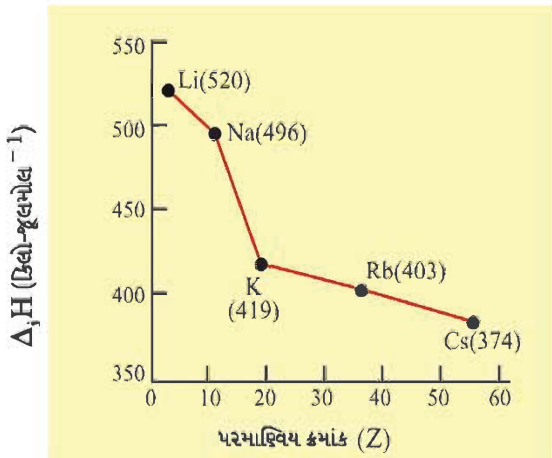
આકૃતિ 3.5માં 1થી 60 સુધીના પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળાં તત્ત્વો માટે, પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અને પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવેલ છે. જે સૂચવે છે કે ઉમદા વાયુઓના પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો સૌથી ઊંચાં છે. જ્યારે આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વો માટે આ મૂલ્યો ખૂબ નીચાં છે. કારણ કે ઉમદાવાયુ તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષા ઇલેક્ટ્રોનથી સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોવાથી વધુ સ્થાયીતા પ્રાપ્ત કરે છે, જેમાંથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવો અતિ મુશ્કેલ છે. જ્યારે આલ્કલી ધાતુઓ વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા ધરાવતાં હોવાથી તેમાંથી ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા ઓછી શક્તિની જરૂર પડે છે.



1 થી 60 સુધીના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી વચ્ચેનો સંબંધ

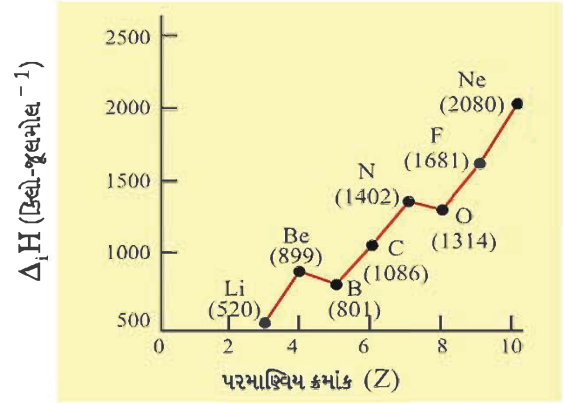
### આકૃતિ 3.5

તત્ત્વમાં જે કક્ષામાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન આવેલા હોય તેનાથી અંદરની કક્ષામાં આવેલા ઇલેક્ટ્રોન, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન માટે કવચ (shield) કે પડદા (screen) તરીકેની ગરજ પૂરી પાડે છે. એટલે કે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ ઘટાડે છે. પરિણામે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે. આ અસરને આચ્છાદન (શીલ્ડિંગ અથવા સ્ક્રીનિંગ) અસર કહેવામાં આવે છે. જેમ શીલ્ડિંગ અસર વધુ તેમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઓછી હોય છે. તેથી કોઈ પણ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે. આ પ્રકારનું વલણ પ્રતિનિધિ તત્ત્વોમાં સ્પષ્ટપણે જોવા મળે છે. જે આકૃતિ 3.6 (a) માં દર્શાવેલ આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આલેખમાં જોઈ શકાય છે.



(a) આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વચ્ચેનો સંબંધ

### આકૃતિ 3.6



(b) બીજા આવર્તનાં તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વચ્ચેનો સંબંધ  
આકૃતિ 3.6

આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં જેમ પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધે તેમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી વધે છે. આકૃતિ 3.6(b) માં દર્શાવ્યા મુજબ Li થી Ne તરફ આયનીકરણ એન્થાલ્પીમાં વધારો થાય છે. એક જ આવર્તનાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધે તેમ કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધે છે. એક જ આવર્તનાં તત્ત્વો માટે બાહ્યતમ કક્ષા સમાન હોય છે. એટલે કે બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્રથી અંતર વધતું નથી. તેથી બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન માટે શીલ્ડિંગ અસર પણ વધતી નથી. તેથી કેન્દ્રમાં વધતા જતા ધનવીજભારને કારણે ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ બળ વધતું જાય છે. પરિણામે પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રોન મુક્ત કરવા જરૂરી એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે.

આકૃતિ 3.6(b) માં તમે જોઈ શકો છો કે બોરોન (Z=5)નો બેરિલિયમ (Z=4) કરતાં કેન્દ્રીય વીજભાર વધુ હોવા છતાં તેની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું છે. આમ થવાનું શું કારણ હોઈ શકે? તે વિશે આપણે વિચારીએ. બેરિલિયમ અને બોરોનની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અનુક્રમે  $1s^2 2s^2$  અને  $1s^2 2s^2 2p^1$  છે. દૂર થનાર ઇલેક્ટ્રોન બેરિલિયમમાં 2s કક્ષકમાં અને બોરોનમાં 2p કક્ષકમાં છે. પરિણામે બોરોનની સરખામણીમાં બેરિલિયમમાંથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા વધુ શક્તિની જરૂર પડે છે. કારણ કે s પ્રકારના ઇલેક્ટ્રોન ગોળાકાર કક્ષકમાં હોવાને લીધે તે જ કક્ષામાંના p, d અને f કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન કરતા, કેન્દ્રની વધુ નજીક હોય છે. કેન્દ્રથી નજીક આવેલો s પ્રકારનો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રીય વીજભારથી વધુ આકર્ષાયેલો હોય છે. તેથી તેને દૂર કરવો વધુ મુશ્કેલ બને છે. જો બધાં જ પરિબલો સમાન હોય તો સમાન મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંકવાળી કક્ષકોમાં  $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$  તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે.

બોરોન અને બેરિલિયમ જેવી અનિયમિતતા નાઇટ્રોજન અને ઓક્સિજનમાં પણ જોવા મળી છે. નાઇટ્રોજન કરતાં ઓક્સિજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી ઓછી છે, જે આકૃતિ 3.6(b) પરથી જોઈ શકાય છે. નાઇટ્રોજન ( $Z=7$ ) અને ઓક્સિજન ( $Z=8$ ) ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અનુક્રમે  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  અને  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$  છે. ઓક્સિજનમાં  $2p$  કક્ષકમાં ભરાયેલા બે ઇલેક્ટ્રોનને કારણે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણનું મૂલ્ય વધે છે. તેથી નાઇટ્રોજનમાંના  $2p$  કક્ષકના ત્રણ ઇલેક્ટ્રોન પૈકી કોઈ એક ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા કરતાં ઓક્સિજનમાંથી  $2p$  કક્ષકમાંના ચોથા ઇલેક્ટ્રોનને સરળતાથી દૂર કરી શકાય.

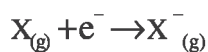
ત્રીજા આવર્તનાં તત્વો Na, Mg અને Si ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી ( $\Delta_1H$ ) અનુક્રમે 496, 737 અને 786 કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup> છે. Al ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી 575 અથવા 760 કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup> પૈકી કોની વધુ નજીક હશે? તે અંગે આપણે વિચારીએ.

Na ( $Z=11$ ) ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $[\text{Ne}] 3s^1$ ,  
Mg ( $Z=12$ ) ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $[\text{Ne}] 3s^2$ ,  
Al ( $Z=13$ ) ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ ,  
Si ( $Z=14$ ) ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ , છે. પ્રશ્નમાં જણાવ્યા અનુસાર Al નું સંભવિત આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય (575 અથવા 760 કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup>), Mg ના આયનીકરણ એન્ટાલ્પી મૂલ્ય (737 કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup>) ની આસપાસનું છે. આમ, Al અને Mg ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાનો ધ્યાનથી અભ્યાસ કરવો પડે. જે સૂચવે છે કે Mg ની  $3s$  કક્ષકમાં રહેલાં ઇલેક્ટ્રોન કરતાં Al ની  $3p$  કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા ઓછી શક્તિની જરૂર પડે છે. તેથી Al ની પ્રથમ આયનીકરણ શક્તિનું મૂલ્ય 575 કિલોજૂલ મોલ<sup>-1</sup> થાય.

### 3.8.1.4 ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી

#### (Electron Gain Enthalpy) :

વાયુરૂપ તટસ્થ પરમાણુમાં એક ઇલેક્ટ્રોન દાખલ થઈને ઋણ આયન બને ત્યારે થતાં એન્ટાલ્પી ફેરફારને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ( $\Delta_{eg}H$ ) કહે છે.



પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવાની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક કે ઉષ્માશોષક થશે તેનો આધાર જે-તે તત્ત્વ પર રહેલો છે. ઘણાં તત્ત્વો, જ્યારે પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરાય ત્યારે ઊર્જા મુક્ત કરે છે. તેથી ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું ( $\Delta_{eg}H$ ) મૂલ્ય ઋણ મળે છે. દા.ત., સમૂહ 17 ના (હેલોજન) તત્ત્વો સૌથી વધુ ઋણ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ધરાવે છે. કારણ કે તેઓ

એક ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને તેમની નજીકનાં ઉમદાવાયુ તત્ત્વો જેવી સ્થાયી ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. જ્યારે ઉમદા વાયુ તત્ત્વો ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું વધુ ધન મૂલ્ય ધરાવે છે. કારણ કે નવો દાખલ થતો ઇલેક્ટ્રોન પછીની ઊંચી શક્તિસ્તરવાળી કક્ષામાં દાખલ થાય છે. જે અતિ અસ્થાયી રચના બને છે. આમ, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય જેમ વધુ ઋણ તેમ ઋણ આયન બનવાની સરળતા વધુ હોય છે. આવું ઋણ આયન વધુ સ્થાયી હોય છે.

સામાન્ય રીતે પરમાણુનો અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધે તેમ ઉમેરાતા ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષાવાનું વલણ વધે છે. નાના કદના પરમાણુઓ આવું વલણ સરળતાથી દર્શાવી શકે છે. પરિણામે આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાને કારણે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધવાથી ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ ઋણ થતું જોવા મળે છે. આ વલણ બહુ ચોક્કસ નથી. દા.ત., જ્યારે  $\text{Be}^{-}$  બને છે, ત્યારે નવો દાખલ થતો ઇલેક્ટ્રોન, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન ( $2s$ ) કરતાં ઊંચી ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં ( $2p$ ) ભરાય છે. જે સ્થાયી રચના નથી. જેથી ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ મળે છે. તેવી જ રીતે N પરમાણુ પણ ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારવાનું વલણ સામાન્ય રીતે દાખવતો નથી. કારણ કે તેમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરાય તો  $2p_x$  કક્ષકમાં બે ઇલેક્ટ્રોન થવાથી ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધી જવાથી તે અસ્થાયી બને છે.

સમૂહમાં આપણે જેમ ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ પરમાણ્વિય કદ વધવાને કારણે ઉમેરાતો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી વધુ ને વધુ દૂર ગોઠવાતો જોવા મળે છે. પરિણામે ઉમેરાતાં ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણ બળ ઘટતું જાય છે. જેને કારણે ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને પરમાણુનું ઋણ આયન બનવાનું વલણ ક્રમશઃ ઘટતું જોવા મળે છે. આમ, સામાન્ય રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ થતું જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.9). તેમ છતાં O અથવા F ની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી, તે સમૂહના પછીના તત્ત્વ (અનુક્રમે S અથવા Cl) કરતાં ઓછી ઋણ જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.9). કારણ કે O અથવા F પરમાણુમાં ઉમેરાતાં ઇલેક્ટ્રોન નીચા શક્તિસ્તર  $n=2$  કે જેમાં આગાઉથી 6 અથવા 7 ઇલેક્ટ્રોન ભરાયેલા છે. તેમાં સ્થાન લેશે. પરિણામે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણ વિશેષ જોવા મળે છે. જે મળતાં ઋણ આયનની સ્થાયિતા ઘટાડે છે. જ્યારે S અને Cl માં ઉમેરાતો ઇલેક્ટ્રોન ઊંચા શક્તિ સ્તર  $n=3$  માં સ્થાન પામે છે. પરિણામે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણ ખૂબ જ ઓછું જોવા મળે છે.

### કોષ્ટક 3.9 : કેટલાંક પ્રતિનિધિ તત્ત્વોનાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનાં મૂલ્યો (કિલો જૂલ મોલ<sup>-1</sup>) (માત્ર જાણકારી માટે)

સમૂહ 1	( $\Delta_{eg}H$ )	સમૂહ 16	( $\Delta_{eg}H$ )	સમૂહ 17	( $\Delta_{eg}H$ )	સમૂહ 18	( $\Delta_{eg}H$ )
						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

હવે, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી અંગેની ચર્ચાને વધુ દૃઢ બનાવવા P, S, Cl અને F પૈકી કોણ સૌથી વધુ ઋણ અને સૌથી ઓછું ઋણ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ધરાવે છે ? તે અંગેનો ઉકેલ મેળવીએ. સામાન્ય રીતે આવર્તમાં આપણે ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જઈએ તેમ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી વધુ ઋણ થતી જાય છે. તે મુજબ ત્રીજા આવર્તનાં તત્ત્વો P, S, અને Cl માટે ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીના ઋણ મૂલ્યનો ક્રમ  $P < S < Cl$  થાય. જ્યારે F અને Cl એ સમૂહ 17 ના સભ્યો છે. નવો ઉમેરાતો ઇલેક્ટ્રોન F માં 2p કક્ષકમાં અને Cl માં 3p કક્ષકમાં સ્થાન લેશે. આપણે જાણીએ છીએ તે મુજબ 3p કક્ષક કરતાં 2p કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધુ હોવાથી ઇલેક્ટ્રોન 3p કક્ષકમાં વધુ સરળતાથી દાખલ થઈ શકે છે. પરિણામે ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીના ઋણ મૂલ્યનો ક્રમ  $F < Cl$  થાય. આમ, Cl સૌથી વધુ ઋણ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી અને P સૌથી ઓછી ઋણ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ધરાવે છે.

#### 3.8.1.5 વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity) :

રાસાયણિક સંયોજનમાંના પરમાણુની, બંધમાંના સહિયારા ઇલેક્ટ્રોનને પોતાની તરફ આકર્ષવાની ક્ષમતાને વિદ્યુતઋણતા કહે છે. આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીની જેમ તેનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય માપવું અશક્ય છે. તેમ છતાં પાઉલિંગ માપકમ (Pauling Scale), મૂલીકન-જાફે માપકમ (Mulliken-Jaffe Scale) અને ઓલરેડ-રોચોવ માપકમ (Allred-Rochow Scale) જેવા ઘણા સંખ્યાદર્શક માપકમ વિકસેલા છે. તે પૈકીનો પાઉલિંગ માપકમ વ્યાપક રીતે વપરાય છે. ઈ. સ. 1922 માં અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે ફ્લોરિનને ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષવાની વધુ ક્ષમતાવાળું ગણી, પોતાની રીતે (arbitrarily) ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય

4.0 સૂચવ્યું હતું. એક અન્ય વિકલ્પ તરીકે Li ની વિદ્યુતઋણતા 1.0 એકમ તરીકે સ્વીકારવામાં આવી હતી. તેના આધારે F ની વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય 4.0 મળે છે. આમ, પાઉલિંગના વિદ્યુતઋણતાના ખ્યાલને અનુમોદન મળે છે. આપણે અગાઉ સમજ્યા તે પ્રમાણે પરમાણુની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા વધે છે તેમ બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણ ઘટે છે. તેનાથી ઊલટું પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઘટે તેમ બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફી આકર્ષણ વધે છે. એટલે કે નાની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાવાળા પરમાણુની (નાના કદના) વિદ્યુતઋણતા, મોટી પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાવાળા પરમાણુની (મોટા કદના) વિદ્યુતઋણતા કરતાં વધુ હોય છે. આમ, આપણે આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જઈએ તેમ પરમાણુની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઘટતી હોવાથી વિદ્યુતઋણતા વધતી જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.10 (a)).

#### કોષ્ટક 3.10(a) : આવર્તમાં વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપકમ મુજબ) (માત્ર જાણકારી માટે)

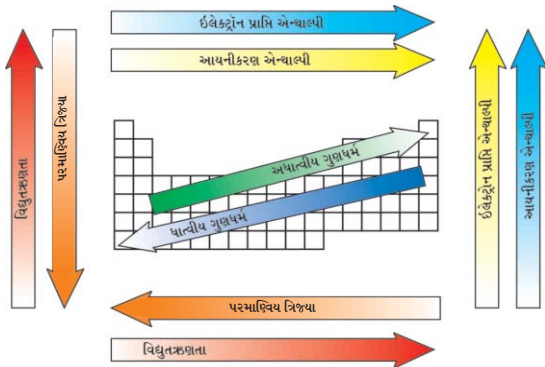
બીજા આવર્તના પરમાણુ	Li	Be	B	C	N	O	F
વિદ્યુતઋણતા	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
ત્રીજા આવર્તના પરમાણુ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
વિદ્યુતઋણતા	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

જેમ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ પરમાણુની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં વધારો થતો હોવાથી તે ક્રમમાં વિદ્યુતઋણતા ઘટતી જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.10(b)).

**કોષ્ટક 3.10(b): સમૂહમાં વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય**  
(પાઉલિંગ માપક્રમ મુજબ)  
(માત્ર જાણકારી માટે)

સમૂહ 1ના પરમાણુ	વિદ્યુતઋણતા	સમૂહ 17ના પરમાણુ	વિદ્યુતઋણતા
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

આપણે જાણીએ છીએ તે પ્રમાણે અધાતુ તત્વોમાં ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારવાની વૃત્તિ વિશેષ હોય છે. આમ, વિદ્યુતઋણતાનો અધાત્વીય ગુણધર્મ સાથે સીધો સંબંધ છે. તેને બીજી રીતે કહીએ તો વિદ્યુતઋણતાનો ધાત્વીય ગુણધર્મ સાથે ઊલટો સંબંધ છે. આમ, આવર્તમાં ડાબેથી જમણી બાજુ તરફ જતાં વિદ્યુતઋણતા વધવાની સાથે અધાત્વીય ગુણધર્મ વધતો જોવા મળે છે. જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં વિદ્યુતઋણતા ઘટે છે અને અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટતો જોવા મળે છે. આથી આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ જતાં વિદ્યુતધનમયતામાં ઘટાડો થાય છે અને વિદ્યુતઋણતામાં વધારો થાય છે. આકૃતિ 3.7માં તત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણોને સંક્ષિપ્ત રીતે રજૂ કરેલ છે.



આવર્ત કોષ્ટકમાં તત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણો

આકૃતિ 3.7

### 3.8.2 રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તીવલણ (Periodic trends in chemical properties) :

તત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં મોટા ભાગનાં આવર્તીવલણો જેવાં કે વિકર્ણીય સંબંધ, નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર, લેન્થેનોઇડ સંકોચનની અસરો વગેરે પછીના એકમોમાં જે-તે સમૂહની ચર્યામાં સમજાવેલા છે. અહીં આપણે તત્વોની સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થા વિશે અભ્યાસ કરીશું.

**3.8.2.1 સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા (Periodicity of oxidation state or valence) :** સંયોજકતા, તત્વનો મહત્ત્વનો ગુણધર્મ છે, જે તત્વની ઇલેક્ટ્રોન રચનાના આધારે વધુ સરળતાથી સમજી શકાય છે. પ્રતિનિધિ તત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રોનની આ સંખ્યાને 8 માંથી બાદ કરતાં મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે, જે નીચે દર્શાવેલ છે :

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

સંયોજકતા માટે ઓક્સિડેશન-અવસ્થા શબ્દ પણ વપરાય છે. ઓક્સિજન પરમાણુવાળાં બે સંયોજનો  $OF_2$  અને  $Na_2O$  ને ધ્યાનમાં લઈએ. આ સંયોજનોમાં રહેલ તત્વોની વિદ્યુતઋણતાનો ક્રમ  $F > O > Na$  છે. O, F અને Na ની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અનુક્રમે  $2s^2 2p^4$ ,  $2s^2 2p^5$  અને  $3s^1$  છે.  $OF_2$  માં ફ્લોરિન પરમાણુઓ એક ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી ઓક્સિજન પરમાણુ સાથે કરે છે. F પરમાણુ વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાથી તેની ઓક્સિડેશન અવસ્થા-1 થાય છે. જ્યારે O પરમાણુ બે ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી ફ્લોરિન પરમાણુઓ સાથે કરે છે. તેથી O ની ઓક્સિડેશન અવસ્થા +2 છે.  $Na_2O$  માં ઓક્સિજન વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાના કારણે સોડિયમના બે પરમાણુઓ પાસેથી એક-એક એમ બે ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારે છે. તેથી તેની ઓક્સિડેશન-અવસ્થા-2 છે. જ્યારે સોડિયમ 3s માંનો એક ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવેલ છે જે +1 ઓક્સિડેશન દર્શાવે છે. ચોક્કસ સંયોજનમાં રહેલ તત્વની ઓક્સિડેશન-અવસ્થા, અણુમાં રહેલ અન્ય પરમાણુઓની વિદ્યુતઋણતાને અનુરૂપ પરમાણુઓ પ્રાપ્ત કરેલ વીજભાર છે. તત્વોની સંયોજકતામાં જોવા મળેલ કેટલાંક આવર્તક વલણો કોષ્ટક 3.11 માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 3.11 : તત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તવલણ (તત્વોનાં સંયોજનોના સૂત્ર તરીકે)  
(માત્ર જાણકારી માટે)

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17
હાઈડ્રાઈડના સૂત્ર	LiH NaH KH	CaH <sub>2</sub>	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> AlH <sub>3</sub>	CH <sub>4</sub> SiH <sub>4</sub> GeH <sub>4</sub> SnH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub> PH <sub>3</sub> AsH <sub>3</sub> SbH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> S H <sub>2</sub> Se H <sub>2</sub> Te	HF HCl HBr HI
ઑક્સાઈડના સૂત્ર	Li <sub>2</sub> O Na <sub>2</sub> O K <sub>2</sub> O	MgO CaO SrO BaO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub> In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub> SiO <sub>2</sub> GeO <sub>2</sub> SnO <sub>2</sub> PbO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> P <sub>4</sub> O <sub>6</sub> , P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> SeO <sub>3</sub> TeO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>

- હવે સિલિકોન (Si) અને બ્રોમિન (Br) માંથી બનતા સંયોજનનું સૂત્ર શું થાય ? તે વિચારીએ તો તેનો ઉત્તર SiBr<sub>4</sub> છે. કારણ કે Si સમૂહ 14 નો સભ્ય છે. તેથી તેની સંયોજકતા (+4) થાય છે અને Br સમૂહ 17 નો સભ્ય છે. તેથી તેની સંયોજકતા (-1) થાય છે. તેવી જ રીતે Al અને S માંથી બનતા સંયોજનનું સૂત્ર Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>

થાય છે. કારણ કે અહીં Al ની સંયોજકતા(+3) અને S ની સંયોજકતા (-2) છે. સંક્રાંતિ અને આંતરસંક્રાંતિ તત્વો કે જે જુદી જુદી સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવે છે. તેનો અભ્યાસ આગળ ઉપર કરીશું.

#### સારાશ

ઈ. સ. 1800 ની શરૂઆતથી જ વિશ્વના શોધાયેલા અને અસ્તિત્વ ધરાવતાં તત્વોના વર્ગીકરણ માટેના પ્રયત્નો હાથ ધરાયા હતા. જેમાં ડોબરેનર, એ.ઈ.બી. દ્કાનકોર્ટોઈસ, જહોન ન્યુલેન્ડ, લોથર મેયર અને મેન્ડેલીફનું યોગદાન વિશેષ હતું. પરમાણ્વિયભારને પાયાનો ગુણધર્મ ગણી મેન્ડેલીફે રજૂ કરેલા આવર્તકોષ્ટકને આધારે પરમાણ્વિય-ક્રમાંક આધારિત આધુનિક આવર્તકોષ્ટક અસ્તિત્વમાં આવ્યું છે. જે 18 સમૂહો અને 7 આવર્તમાં વહેંચાયેલું છે. એક જ સમૂહમાં આવેલાં તત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન હોવાથી તે તત્વો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવે છે. એક જ આવર્તમાં આવેલાં તત્વોમાં બાહ્યતમ કક્ષાનો ક્રમ (n) સમાન હોય છે. તત્વનો છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન જે કક્ષકમાં ભરાય છે તેને આધારે આવર્તકોષ્ટકનાં તત્વોને s-, p-, d- અને f-વિભાગમાં વહેંચવામાં આવ્યા છે. s- અને p- વિભાગનાં તત્વોને પ્રતિનિધિ તત્વો અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્વો, d- વિભાગનાં તત્વોને સંક્રાંતિ તત્વો અને f-વિભાગનાં તત્વોને આંતરસંક્રાંતિ તત્વો કહે છે. આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જઈએ તેમ તત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું ઋણ મૂલ્ય અને વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય વધતું જોવા મળે છે. જ્યારે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા અને ધાત્વીય ગુણ ઘટતો જોવા મળે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું ઋણ મૂલ્ય અને વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે. જ્યારે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા અને ધાત્વીયગુણ વધતો જોવા મળે છે.



## સ્વાધ્યાય

## 1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

- (1) એકા-સિલિકોન તત્ત્વ શોધાયા પછી તે કયા નામથી પ્રચલિત થયું ?  
(A) ગેલિયમ (B) જર્મેનિયમ (C) ટેલુરિયમ (D) ઇન્ડિયમ
- (2) Uub એટલે  
(A) 111 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ (B) 112 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ  
(C) 113 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ (D) 114 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ
- (3) 101 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વ માટે 'મેન્ડેલીવિયમ' નામ કોને સૂચવ્યું હતું ?  
(A) મેન્ડેલીફે (B) ડોબરેનરે (C) સીબોર્ગે (D) ન્યુલેન્ડે
- (4) નીચેના પૈકી કઈ ઇલેક્ટ્રોન રચના ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વની હોઈ શકે ?  
(A)  $[Ar] 3d^7 4s^2$  (B)  $[Ar] 3s^2 3p^4$   
(C)  $[Ar] 3d^1 4s^2$  (D)  $[Ar] 3d^3 4s^2$
- (5)  $[Ne] 3s^2 3p^4$  ઇલેક્ટ્રોન રચના ધરાવતું તત્ત્વ કયા સમૂહનું છે ?  
(A) 14 (B) 15 (C) 16 (D) 17
- (6) નીચેના પૈકી કઈ ઇલેક્ટ્રોન રચના s-વિભાગના તત્ત્વની છે ?  
(A)  $[Ar] 3d^2 4s^2$  (B)  $[Ar] 4s^2$   
(C)  $[Ar] 3d^3 4s^2$  (D)  $[Xe] 4f^4 5d^0 6s^2$
- (7) કયાં તત્ત્વ બાહ્યતમ કક્ષામાં  $ns^2 np^6$  ઇલેક્ટ્રોન રચના ધરાવે છે ?  
(A) આલ્કલી ધાતુ (B) સક્રિય ધાતુ (C) ઉમદા વાયુ (D) આંતરસંક્રાંતિ ધાતુ
- (8) પરમાણ્વિક ત્રિજ્યા માટે શું સુસંગત નથી ?  
(A) આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં ઘટે છે.  
(B) સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં વધે છે.  
(C) તત્ત્વમાં મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક વધે તેમ વધે છે.  
(D) કેન્દ્રમાં ધનવીજભાર વધે તેમ વધે છે.
- (9) નીચેના પૈકી કયું સાચું છે ?  
(A)  $Al^{3+}$  નું કદ <  $Al$  નું કદ (B)  $Al^{3+}$  નું કદ >  $Al$  નું કદ  
(C)  $F^-$  નું કદ <  $F$  નું કદ (D)  $Na^+$  નું કદ =  $Na$  નું કદ
- (10) કયા તત્ત્વના બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન માટે શીલ્ડિંગ અસર સૌથી વધુ જોવા મળે છે ?  
(A) સમૂહ 13 અને આવર્ત 2 નું તત્ત્વ (B) સમૂહ 13 અને આવર્ત 3 નું તત્ત્વ  
(C) સમૂહ 13 અને આવર્ત 4 નું તત્ત્વ (D) સમૂહ 13 અને આવર્ત 5 નું તત્ત્વ
- (11) ત્રીજા આવર્તનાં તત્ત્વોની  $Na(Z=11)$ ,  $Mg(Z=12)$ ,  $Al(Z=13)$ ,  $Si(Z=14)$  પરમાણ્વિક ત્રિજ્યાનો ઊતરતો ક્રમ કયો થશે ?  
(A)  $Si > Al > Mg > Na$  (B)  $Na > Mg > Al > Si$   
(C)  $Na < Mg < Al < Si$  (D)  $Na > Al > Mg > Si$
- (12) સ્પીસિઝના કદના સંદર્ભમાં કયો ક્રમ સાચો છે ?  
(A)  $Pb < Pb^{2+} < Pb^{4+}$  (B)  $Pb^{4+} > Pb^{2+} > Pb$   
(C)  $Pb > Pb^{2+} > Pb^{4+}$  (D)  $Pb^{2+} < Pb < Pb^{4+}$

## 2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

- (1) ત્રિપુટીનો નિયમ કયા વૈજ્ઞાનિકે આપ્યો હતો ?
- (2) 114 પરમાણ્વિક-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું હંગામી નામ જણાવો.
- (3) f-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના લખો.
- (4) કયાં આવર્તોને અતિલાંબા આવર્ત કહે છે ?
- (5) સમૂહ 17 અને આવર્ત 3 માં આવેલું તત્ત્વ તેની બાહ્યતમ કક્ષામાં કઈ ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવે છે ?
- (6)  $Cr^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Cr^{6+}$  અને  $Cr$  પૈકી કોનું કદ વધુ હશે ?

### 3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) વ્યાખ્યા આપો :

- |                                    |                        |
|------------------------------------|------------------------|
| (1) આધુનિક આવર્ત નિયમ              | (2) સમૂહ               |
| (3) આવર્ત                          | (4) s-વિભાગનાં તત્ત્વો |
| (5) p-વિભાગનાં તત્ત્વો             | (6) d-વિભાગનાં તત્ત્વો |
| (7) f-વિભાગનાં તત્ત્વો             | (8) અર્ધધાતુ           |
| (9) સહસંયોજક ત્રિજ્યા              | (10) ધાત્વીય ત્રિજ્યા  |
| (11) આયનીકરણ એન્થાલ્પી             | (12) શીલ્ડિંગ અસર      |
| (13) ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી | (14) વિદ્યુતઋણતા       |

(2) તત્ત્વના વર્ગીકરણ માટે નીચે જણાવેલ વૈજ્ઞાનિકોના પ્રયત્નો વર્ણવો :

- |                        |                           |
|------------------------|---------------------------|
| (1) જહોન ડોબરેનર       | (2) એ.ઈ.બી. દૂકાનકોર્ટોઈસ |
| (3) જહોન ન્યુલેન્ડ     | (4) લોથર મેયર             |
| (5) દૂમિત્રી મેન્ડેલીફ |                           |

(3) ધન આયનનું કદ તેના જનક પરમાણુથી ઓછું શા માટે હોય છે ?

(4) ઋણ આયનનું કદ તેના જનક પરમાણુથી વધુ શા માટે હોય છે ?

(5) Ba (સમૂહ 2) અને O (સમૂહ 16) માંથી બનેલ સંયોજન BaO માં Ba અને O ની ઓક્સિડેશન-અવસ્થા જણાવો.

(6)  $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $Ca^{2+}$  ને કારણ આપી કદના ઊતરતા ક્રમમાં ગોઠવો.

(7)  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $F^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $C^{4-}$  ને કારણ આપી કદના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવો.

(8) Na અને K પૈકી કોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું છે ? શા માટે ?

(9) Na, I, Cl અને Ar પૈકી કયું તત્ત્વ વધુ સરળતાથી એક ઇલેક્ટ્રોન મેળવી સ્થાયી ઋણઆયન બનાવી શકે છે ? કારણ આપી સમજાવો.

(10) Li, B, N, O અને C પૈકી કયાં તત્ત્વની વિદ્યુતઋણતા સૌથી વધુ હોય છે ? શા માટે ?

### 4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર આપો :

(1) આવર્તકોષ્ટકના વિકાસનો ઇતિહાસ વર્ણવો.

(2) આધુનિક આવર્તકોષ્ટકની રૂપરેખા જણાવો.

(3) તત્ત્વોનું s, p, d અને f વિભાગના વર્ગીકરણ ચર્ચો.

(4) આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં થતા ફેરફારો સમજાવો.

(5) સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં વધારો થાય છે. કારણ આપી સમજાવો.

(6) આયનીકરણ એન્થાલ્પી એટલે શું ? એક જ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટે છે. કારણ આપી સમજાવો.

(7) આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે. કારણ આપી સમજાવો.

(8) પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને તેના કરતાં તૃતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય શાથી વધુ હોય છે ?

(9) ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી એટલે શું ? આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ ઋણ થતું જોવા મળે છે. કારણ આપી સમજાવો.

(10) એક જ સમૂહમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે તેમ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ થતું જોવા મળે છે ? શા માટે ?

(11) એક જ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અને એક આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં વિદ્યુતઋણતામાં થતા ફેરફારો સમજાવો.

(12) તત્ત્વની ઓક્સિડેશન-અવસ્થા એટલે શું ? ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

## રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ

- 4.1 પ્રસ્તાવના
  - 4.2.1 ઓક્સિડેશન અને રિડક્શન
  - 4.2.2 ઓક્સિડેશન-રિડક્શન-ઇલેક્ટ્રોન વિનિયમ પદ્ધતિ
- 4.3 તુલનાત્મક ઇલેક્ટ્રોન વિનિયમ પ્રક્રિયાઓ
- 4.4 ઓક્સિડેશન આંક
  - 4.4.1 ઓક્સિડેશન આંકની ગણતરીના નિયમો
  - 4.4.2 ઓક્સિડેશન આંકની ગણતરી
  - 4.4.3 ઓક્સિડેશન આંક અને રેડોક્ષ પ્રક્રિયા
- 4.5 ઓક્સિડેશન આંક અને નામકરણ
- 4.6 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાનું સમીકરણ
- 4.7 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન
  - 4.7.1 ઓક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન
  - 4.7.2 ઓક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણની પદ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન

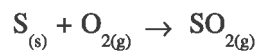
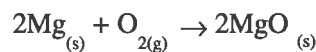
### 4.1 પ્રસ્તાવના

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં જ્યાં ઓક્સિડેશન પ્રક્રિયાઓ હોય છે ત્યાં રિડક્શન પ્રક્રિયાઓ હોય જ છે. આથી જ રેડોક્ષ પ્રણાલીનો અભ્યાસ આવશ્યક છે. રસાયણવિજ્ઞાનમાં અનેક બાબતોનો સમાવેશ છે. જેમાં એક બાબતનું બીજી બાબતમાં પરિવર્તન દર્શાવે છે. ઘણી પ્રક્રિયાઓને અંતે એક પદાર્થનું બીજા પદાર્થમાં રૂપાંતર થાય છે. જેમાંની એક અગત્યની પ્રક્રિયા રેડોક્ષ પ્રક્રિયા છે. ભૌતિક તેમજ જૈવિક બાબતો રેડોક્ષ પ્રક્રિયા સાથે સંબંધ ધરાવે છે. આ પ્રક્રિયાઓનો બહોળો ઉપયોગ વિવિધ ક્ષેત્રોમાં જોવા મળે છે. જેમકે ઔષધીય વિજ્ઞાન, જૈવિક વિજ્ઞાન, ઔદ્યોગિક, ધાતુશાસ્ત્ર, કૃષિક્ષેત્ર વગેરે. આ ઉપરાંત ઘરેલુ ઊર્જા મેળવવા માટે અને વ્યાવસાયિક હેતુઓ માટે જુદા જુદા પ્રકારના બળતણના ઉપયોગમાં, કોસ્ટિક સોડા જેવા સંયોજનના ઉત્પાદનમાં રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ સમાયેલી છે. તાજેતરમાં હાઇડ્રોજન ઇકોનોમી ઊર્જાના શોત તરીકે અને ઓઝોન હોલ પણ નોંધપાત્ર રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ જ છે.

### 4.2.1 ઓક્સિડેશન અને રિડક્શન

#### (Oxidation and Reduction) :

મૂળભૂત રીતે પદાર્થમાં ઓક્સિજનનો ઉમેરો વર્ણવા ઓક્સિડેશન શબ્દનો ઉપયોગ થતો હતો. વાતાવરણના (~20 %) ઓક્સિજનની હાજરીને કારણે તેની સાથે ઘણા પદાર્થો જોડાઈ જતા હોય છે. આ જ કારણથી તેઓ સામાન્ય રીતે ઓક્સાઇડના સ્વરૂપમાં જોવા મળે છે. નીચેની પ્રક્રિયાઓ ઓક્સિડેશન સૂચવે છે :



ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાઓ  $\text{Mg}_{(s)}$  અને  $\text{S}_{(s)}$  માં ઓક્સિજન ઉમેરવાથી ઓક્સિડેશન પ્રક્રિયા થાય છે.

