ગુજરાત રાજ્યના શિક્ષણવિભાગના પત્ર-ક્રમાંક
મશબ/1211/414/છ, તા. 11-4-2011 - થી મંજૂર

રસાયણવિજ્ઞાન

ધોરણ 11

(સિમેસ્ટર I)

પ્રતિજ્ઞાપત્ર

ભારત મારો દેશ છે.
બધાં ભારતીયો મારાં ભાઈબહેન છે.
હું મારા દેશને ચાહું છું અને તેના સમૃદ્ધ અને
વૈવિધ્યપૂર્ણ વારસાનો મને ગર્વ છે.
હું સદાય તેને લાયક બનવા પ્રયત્ન કરીશ.
હું મારાં માતાપિતા, શિક્ષકો અને વડીલો પ્રત્યે આદર રાખીશ
અને દરેક જણ સાથે સભ્યતાથી વર્તીશ.
હું મારા દેશ અને દેશબાંધવોને મારી નિષ્ઠા અર્પું છું.
તેમનાં કલ્યાણ અને સમૃદ્ધિમાં જ મારું સુખ રહ્યું છે.

રાજ્ય સરકારની વિનામૂલ્યે યોજના હેઠળનું પુસ્તક

તમસો મા જ્યોતિર્ગમય
ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ
'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર-382 010

© ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, ગાંધીનગર
આ પાઠ્યપુસ્તકના સર્વ હક ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળને હસ્તક છે.
આ પાઠ્યપુસ્તકનો કોઈ પણ ભાગ કોઈ પણ રૂપમાં ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળના નિયામકની લેખિત પરવાનગી વગર પ્રકાશિત કરી શકાશે નહિ.

લેખન
ડૉ. આઇ એમ. ભટ્ટ (કન્વીનર)
શ્રી જે. પી. દવે
ડૉ. મયૂર સી. શાહ
ડૉ. જાગૃતિબહેન પટેલ
શ્રીમતી શોભનાબહેન એમ. ઠક્કર
શ્રી સી. આઇ. પટેલ

અનુવાદક
ડૉ. આઇ એમ. ભટ્ટ (કન્વીનર)
શ્રી જે. પી. દવે
ડૉ. મયૂર સી. શાહ
ડૉ. જાગૃતિબહેન પટેલ
શ્રીમતી શોભનાબહેન એમ. ઠક્કર
શ્રી સી. આઇ. પટેલ

સમીક્ષા
શ્રી ડી. એમ. ઘારે
શ્રી એ. આઇ. પટેલ
શ્રી વી. આર. પટેલ
શ્રી એચ. એમ. પટેલ
શ્રી એ. એસ. પટેલ
શ્રી આઇ. એચ. કુરેશી
શ્રી પી. એસ. પટેલ
શ્રી વાય. જે. દવે
શ્રી બી. એ. નાયક
શ્રી એચ. બી. ગામી

ભાષાશુદ્ધિ
ડૉ. સુશીલાબહેન એમ. પટેલ

ચિત્રાંકન
શ્રી જી. વી. મેવાડા

સંયોજન
શ્રી ચિરાગ એચ. પટેલ
(વિષય-સંયોજક : ભૌતિકવિજ્ઞાન)

નિર્માણ-આયોજન
શ્રી હરેશ એસ. લીમ્બાચીયા
(નાયબ નિયામક : શૈક્ષણિક)

મુદ્રણ-આયોજન
શ્રી હરેશ એસ. લીમ્બાચીયા
(નાયબ નિયામક : ઉત્પાદન)

પ્રસ્તાવના

કૉર-કરિક્યુલમ અને એન.સી.ઈ.આર.ટી. દ્વારા એન.સી.એફ.2005 મુજબ તૈયાર કરવામાં આવેલા નવા રાષ્ટ્રીય અભ્યાસક્રમોના અનુસંધાનમાં ગુજરાત રાજ્ય માધ્યમિક અને ઉચ્ચતર માધ્યમિક શિક્ષણ બોર્ડે નવા અભ્યાસક્રમો તૈયાર કર્યા છે. આ અભ્યાસક્રમો ગુજરાત સરકાર દ્વારા મંજૂર કરવામાં આવ્યા છે.

ગુજરાત સરકાર દ્વારા મંજૂર થયેલા **ધોરણ 11 (સિમેસ્ટર I)**ના **રસાયણવિજ્ઞાન** વિષયના નવા અભ્યાસક્રમ અનુસાર તૈયાર કરવામાં આવેલું આ પાઠ્યપુસ્તક વિદ્યાર્થીઓ સમક્ષ મૂકતાં મંડળ આનંદ અનુભવે છે.

આ પાઠ્યપુસ્તક પ્રસિદ્ધ કરતાં પહેલાં એની હસ્તપ્રતની આ સ્તરે શિક્ષણકાર્ય કરતા શિક્ષકો અને તજ્જ્ઞો દ્વારા સર્વાંગી સમીક્ષા કરાવવામાં આવી છે અને તેમનાં સૂચનો અનુસાર હસ્તપ્રતમાં યોગ્ય સુધારાવધારા કર્યા પછી આ પાઠ્યપુસ્તક પ્રસિદ્ધ કરવામાં આવ્યું છે.

આ મૂળ અંગ્રેજીમાં લખાયેલ પાઠ્યપુસ્તકનો ગુજરાતી અનુવાદ છે. ગુજરાતી અનુવાદની વિષય અને ભાષાના નિષ્ણાતો દ્વારા સમીક્ષા કરાવવામાં આવી છે.

પ્રસ્તુત પાઠ્યપુસ્તકને વિષયવસ્તુલક્ષી, રસપ્રદ અને ક્ષતિરહિત બનાવવા માટે મંડળે પૂરતી કાળજી લીધી છે. તેમ છતાં શિક્ષણમાં રસ ધરાવનાર વ્યક્તિઓ પાસેથી પુસ્તકની ગુણવત્તા વધારે તેવાં સૂચનો આવકાર્ય છે.

ડૉ. ભરત પંડિત	**ડૉ. નીતિન પેથાણી**
નિયામક	કાર્યવાહક પ્રમુખ
તા. 3-3-2015	ગાંધીનગર

પ્રથમ આવૃત્તિ : 2011, પુનઃમુદ્રણ : 2011, 2012, 2013, 2014
પ્રકાશક : ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, 'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર વતી
ડૉ. ભરત પંડિત, નિયામક
મુદ્રક :

મૂળભૂત ફરજો

ભારતના દરેક નાગરિકની ફરજ નીચે મુજબ રહેશે :*

(ક) સંવિધાનને વફાદાર રહેવાની અને તેના આદર્શો અને સંસ્થાઓનો, રાષ્ટ્રધ્વજનો અને રાષ્ટ્રગીતનો આદર કરવાની;

(ખ) આઝાદી માટેની આપણી રાષ્ટ્રીય લડતને પ્રેરણા આપનારા ઉમદા આદર્શોને હૃદયમાં પ્રતિષ્ઠિત કરવાની અને અનુસરવાની;

(ગ) ભારતનાં સાર્વભૌમત્વ, એકતા અને અખંડિતતાનું સમર્થન કરવાની અને તેમનું રક્ષણ કરવાની;

(ઘ) દેશનું રક્ષણ કરવાની અને રાષ્ટ્રીય સેવા બજાવવાની હાકલ થતાં, તેમ કરવાની;

(ચ) ધાર્મિક, ભાષાકીય, પ્રાદેશિક અથવા સાંપ્રદાયિક ભેદોથી પર રહીને, ભારતના તમામ લોકોમાં સુમેળ અને સમાન બંધુત્વની ભાવનાની વૃદ્ધિ કરવાની, સ્ત્રીઓના ગૌરવને અપમાનિત કરે તેવા વ્યવહારો ત્યજી દેવાની;

(છ) આપણી સમન્વિત સંસ્કૃતિના સમૃદ્ધ વારસાનું મૂલ્ય સમજી તે જાળવી રાખવાની;

(જ) જંગલો, તળાવો, નદીઓ અને વન્ય પશુપક્ષીઓ સહિત કુદરતી પર્યાવરણનું જતન કરવાની અને સુધારણા કરવાની અને જીવો પ્રત્યે અનુકંપા રાખવાની;

(ઝ) વૈજ્ઞાનિક માનસ, માનવતાવાદ અને જિજ્ઞાસા તથા સુધારણાની ભાવના કેળવવાની;

(ટ) જાહેર મિલકતનું રક્ષણ કરવાની અને હિંસાનો ત્યાગ કરવાની;

(ઠ) રાષ્ટ્ર પુરુષાર્થ અને સિદ્ધિનાં વધુ ને વધુ ઉન્નત સોપાનો ભણી સતત પ્રગતિ કરતું રહે એ માટે, વૈયક્તિક અને સામૂહિક પ્રવૃત્તિનાં તમામ ક્ષેત્રે શ્રેષ્ઠતા હાંસલ કરવાનો પ્રયત્ન કરવાની;

(ડ) માતા-પિતાએ અથવા વાલીએ 6 વર્ષથી 14 વર્ષ સુધીની વયના પોતાના બાળક અથવા પાલ્યને શિક્ષણની તકો પૂરી પાડવી.

* ભારતનું સંવિધાન : કલમ 51-क

અનુક્રમણિકા

1.	રસાયણવિજ્ઞાનની પાયાની સંકલ્પનાઓ	1-14
2.	પરમાણ્વીય બંધારણ	15-30
3.	તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા	31-48
4.	રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ	49-61
5.	હાઇડ્રોજન	62-73
6.	s-વિભાગનાં તત્ત્વો (આલ્કલી અને આલ્કલાઇન અર્થ તત્ત્વો)	74-90
7.	કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનના પાયાના સિદ્ધાંતો	91-109
●	પરિશિષ્ટ	110-116

- તત્ત્વના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને મોલર દળ
- તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના
- ભૌતિક અચળાંકો
- કેટલાક ઉપયોગી રૂપાંતર ગુણક
- 21મી સદીના નોબેલ પારિતોષિક વિજેતા (રસાયણવિજ્ઞાન)

●

રસાયણવિજ્ઞાનની પાયાની સંકલ્પનાઓ

1.1 પ્રસ્તાવના

1.2 રસાયણવિજ્ઞાનના અભ્યાસની અગત્ય

1.3 દ્રવ્યનો સ્વભાવ

1.3.1 ભૌતિક-અવસ્થાને આધારે વર્ગીકરણ

1.3.2 રાસાયણિક બંધારણને આધારે વર્ગીકરણ

1.4 ભૌતિકરાશિ

1.5 રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો

1.5.1 દ્રવ્ય સંચયનો નિયમ

1.5.2 ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત

1.5.3 નિશ્ચિત સંરચનાનો નિયમ

1.5.4 ગુણક પ્રમાણનો નિયમ

1.5.5 સંયોજિતભારનો નિયમ

1.6 પરમાણ્વીય દળ, આણ્વીય દળ, મોલર દળ અને મોલ-સંકલ્પના

1.7 બંધારણીય તત્ત્વોની ટકાવારી અને આણ્વીયસૂત્ર

1.7.1 બંધારણીય તત્ત્વોની ટકાવારી

1.7.2 પ્રમાણસૂચકસૂત્ર અને આણ્વીયસૂત્ર

1.8 રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓની તત્ત્વયોગમિતિ અને ગણતરી

1.8.1 પ્રક્રિયા સમીકરણનું સમતોલન

1.9 દ્રાવણોમાં થતી પ્રક્રિયાઓની તત્ત્વયોગમિતિ

1.1 પ્રસ્તાવના

રસાયણવિજ્ઞાન અણુઓનું, વિવિધતાસભર સંયોજનો અને પરિવર્તનોનું વિજ્ઞાન છે.

રસાયણવિજ્ઞાન વિજ્ઞાનની સમસ્યા-નિવારણમાં કેન્દ્રીય ભૂમિકા ભજવે છે. રસાયણવિજ્ઞાન પર્યાવરણમાં બનતા પદાર્થો અને તેમાં થતા પરિવર્તન સાથે સંકળાયેલું છે.

રોઆલ્ડ હોફમેન (Roald Hoffmann)ના મત અનુસાર રસાયણવિજ્ઞાન આશરે 100 જેટલાં તત્ત્વોનું વિજ્ઞાન નથી પરંતુ અસંખ્ય અણુઓની વિવિધતા, કે જે તેમાંથી રચાય છે તેનું વિજ્ઞાન છે. આ હેતુને દ્રવ્યના મૂળભૂત ઘટકકણો એટલે કે પરમાણુ અને અણુ દ્વારા સમજી અને વર્ણવી શકાય છે. ખરેખર શું આપણાથી આ ઘટકો (કણો) જોઈ શકાય, તેની સરખામણી કરી શકાય ? નિશ્ચિત જથ્થાના દ્રવ્યમાં રહેલા પરમાણુઓ કે અણુઓની સંખ્યા ગણી શકાય ? પરમાણુ અને અણુની સંખ્યા દ્વારા જથ્થાત્મક સંબંધ સ્થાપી શકાય ? આવા ઘણાબધા પ્રશ્નોના ઉત્તર આ 'રસાયણ વિજ્ઞાનની પાયાની સંકલ્પનાઓ' એકમમાંથી મેળવીશું.

આ ઉપરાંત ભૌતિકરાશિ (પરિમાણ) અને તેની સંખ્યાત્મક રજૂઆત કેવી રીતે થાય તેનો પણ અભ્યાસ કરીશું.

1.2 રસાયણવિજ્ઞાનના અભ્યાસની અગત્ય

(Importance of Study of Chemistry)

વિજ્ઞાન કુદરતને સમજવા માટેનો સેતુ છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વિજ્ઞાન મનુષ્ય દ્વારા પદ્ધતિસરના જ્ઞાન વડે કુદરતને સમજવા માટે થતો સતત પ્રયત્ન છે.

રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ એટલો વિશાળ અને વિવિધ છે કે તેને જુદી જુદી પેટા શાખાઓમાં વિભાજિત કરવામાં આવેલ છે. જેવી કે અકાર્બનિક, કાર્બનિક, ભૌતિક, વૈશ્લેષિક, ઔદ્યોગિક, જીવરસાયણ વગેરે.

આધુનિક સમયમાં રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ અનેકવિધ હકીકતોને એકબીજા સાથે વધુ અસરકારક રીતે સાંકળીને તેમાંથી ઉપસિદ્ધાંત અને અંતે સિદ્ધાંતો પ્રસ્થાપિત થવાને કારણે સરળ બન્યો છે.

રસાયણવિજ્ઞાન એટલે કુદરતી અને કૃત્રિમ પદાર્થની સંરચના, બંધારણ અને તેના ગુણધર્મો સાથે સંકળાયેલું વિજ્ઞાન છે. રસાયણવિજ્ઞાન, ભૌતિકવિજ્ઞાન, જીવવિજ્ઞાન, ભૂસ્તરશાસ્ત્ર જેવી

અન્ય શાખાઓ એકબીજા સાથે પરસ્પર સંકળાયેલ છે. આપણા રોજિંદા જીવનમાં પણ રસાયણવિજ્ઞાન મહત્ત્વની ભૂમિકા ભજવે છે. સવારના ઊઠીએ ત્યારથી રાતના સૂઈ જઈએ ત્યાં સુધીમાં ઘણીબધી રાસાયણિક ઘટનાઓ અનુભવીએ છીએ. દા.ત., મગજની કાર્યશૈલી, કમ્પ્યૂટર ચલાવવું, વાતાવરણની તરાહો, ખાદ્યપદાર્થોનું પાચન વગેરે જેવાં વિવિધ ક્ષેત્રોમાં પણ રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંતો ઉપયોગી છે. આ ઉપરાંત ખાતરો, આલ્કલી, ઍસિડ, સાબુ, ડિટર્જન્ટ, ક્ષારો, પોલિમર, મિશ્રધાતુઓ, રંગકો, દવાઓ અને અન્ય કાર્બનિક અને અકાર્બનિક રસાયણો સહિત નવા પદાર્થોનું ઉત્પાદન કરતા રસાયણિક ઉદ્યોગોનું રાષ્ટ્રીય અર્થતંત્રમાં ઘણું મોટું પ્રદાન છે.

રસાયણવિજ્ઞાનથી માનવજીવનની સુખસુવિધામાં વધારો થયો છે. આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે, રસાયણવિજ્ઞાન દ્વારા વિવિધ ખાતરોનું મોટા પાયે ઉત્પાદન તેમજ કીટનાશકો અને જંતુનાશકોનું ઉત્પાદન પણ થાય છે. કુદરતી, અર્ધસાંશ્લેષિત અને સાંશ્લેષિત સંયોજનોનો વિશાળ સમુદાય રસાયણ વિજ્ઞાનમાં સમાવિષ્ટ છે. ઉપરાંત ફાર્માસ્યુટિકલ ક્ષેત્રે પણ રસાયણવિજ્ઞાને હરણફાળ ભરી છે. કૅન્સરની સારવારમાં વપરાતી દવાઓ અને માનવજીવન બચાવનાર જેવી કે સિસપ્લેટીન અને ટેક્સોલ દવાઓ પણ રસાયણ વિજ્ઞાનની શોધોને આભારી છે.

જેમ સિક્કાની બે બાજુ છે તેમ રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસથી માનવજીવન અને પર્યાવરણને અનેક ફાયદાઓની સાથે સાથે પારાવાર નુકસાન પણ થઈ શકે છે. વર્તમાન સંજોગોમાં પ્રદૂષણ જેવો વૈશ્વિક પ્રશ્ન હલ કરવામાં પણ રસાયણવિજ્ઞાન દ્વારા થતા પ્રયત્નોમાંથી કેટલાક સફળતામાં પરિણમ્યા છે.

રેફ્રિજરેટર અને ઍરકન્ડિશનરમાં વપરાતો ક્લોરોફ્લોરો કાર્બન (CFC) કે જે ઓઝોનના આવરણને નુકસાનકર્તા છે અને પર્યાવરણ માટે જોખમી છે તેનો સલામત વિકલ્પ શોધી શકાયો છે તથા સફળતાપૂર્વક કૃત્રિમ રીતે બનાવી પણ શકાય છે. (CFC ના બદલે રેફ્રિજરેટરમાં પર્યાવરણને ઓછો નુકસાનકર્તા HFC-134a (1,1,1,2-ટ્રેટાફ્લોરોઇથેન) વપરાય છે.)

પર્યાવરણને નુકસાનકર્તા પદાર્થો ઉત્પન્ન ન થાય તેવી રીતે રસાયણના ઉત્પાદનને ગ્રીનકેમિસ્ટ્રી કહે છે.

છતાં હજુ રસાયણ વિજ્ઞાનીઓની ભાવિ પેઢી સમક્ષ જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને સમજવી અને મોટા પાયા ઉપર રસાયણોના ઉત્પાદન માટે ઉત્પ્રેરકોનો ઉપયોગ અને વિશિષ્ટ પ્રકારની સામગ્રીઓનું સંયોગીકરણ અને ઊર્જાના સ્રોતો મેળવવા વગેરે કેટલાક પડકારો ઊભા છે. આવા પડકારોનો સામનો કરવા દેશને પ્રતિભાશાળી અને સર્જનાત્મક રસાયણ વિજ્ઞાનીઓની જરૂર છે.

1.3 દ્રવ્યનો સ્વભાવ (Nature of Matter)

અગાઉનાં ધોરણોમાં તમે દ્રવ્ય વિશે શીખ્યા છો. કોઈ પણ વસ્તુ કે જેને દળ છે અને જે જગ્યા રોકે છે તેને દ્રવ્ય કહેવાય. દ્રવ્ય કણોનો બનેલો છે.

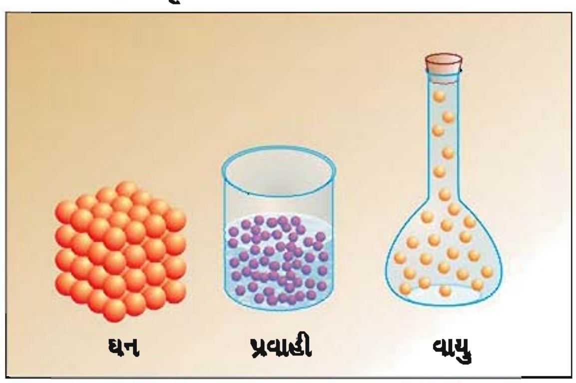
ભૌતિક-અવસ્થા અને રાસાયણિક લાક્ષણિકતાઓને આધારે દ્રવ્યનું વર્ગીકરણ નીચે પ્રમાણે કરવામાં આવે છે :

- દ્રવ્ય
  - ભૌતિક-અવસ્થાને આધારે
    - ઘન
    - પ્રવાહી
    - વાયુ
  - રાસાયણિક લાક્ષણિકતાને આધારે
    - તત્ત્વ
    - સંયોજન
    - મિશ્રણ
      - સમાંગ મિશ્રણ
      - વિષમાંગ મિશ્રણ

1.3.1 ભૌતિક-અવસ્થાને આધારે વર્ગીકરણ (Classification Based on Physical State) :

આપણી આજુબાજુના પર્યાવરણની દરેક વસ્તુ દ્રવ્યની બનેલી છે. દા.ત., પેન, ઘડિયાળ, ચશ્માં, હવા, પાણી, જીવિત પ્રાણીઓ વગેરે. તેઓ જગ્યા રોકે છે તથા તેમને દળ છે. તેથી તેઓ દ્રવ્ય કહેવાય છે. ભૌતિક-અવસ્થાના આધારે દ્રવ્યનું ત્રણ અવસ્થામાં વર્ગીકરણ કરવામાં આવે છે : (i) ઘન (ii) પ્રવાહી અને (iii) વાયુ.

નીચેની આકૃતિમાં ત્રણેય અવસ્થાઓ દર્શાવેલ છે :



ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ અવસ્થામાં ઘટકકણોની ગોઠવણી

આકૃતિ 1.1

(i) ઘન-અવસ્થા : ઘન-અવસ્થામાંના દ્રવ્યને ચોક્કસ કદ અને નિશ્ચિત આકાર હોય છે. ઘન-અવસ્થામાં દ્રવ્યના ઘટકકણો એકબીજાની ખૂબ જ નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે અને તેમની વચ્ચેનું આંતરઆણ્વીય આકર્ષણબળ ઘટકકણોને જકડી રાખે છે, તેથી તેમનો નિશ્ચિત આકાર જળવાઈ રહે છે. દા.ત., બરફ, લોખંડ વગેરે.

(ii) પ્રવાહી-અવસ્થા : પ્રવાહી-અવસ્થામાં દ્રવ્યને ચોક્કસ કદ હોય છે પણ ચોક્કસ આકાર હોતો નથી. તેને જે પાત્રમાં ભરીએ તેનો આકાર ધારણ કરે છે. પ્રવાહી-અવસ્થામાં ઘટકકણો ઘન સ્થિતિની સરખામણીમાં એકબીજાથી થોડા દૂર ગોઠવાયેલ હોય છે. પ્રવાહીમાં તેના ઘટકકણો વચ્ચેનું આંતરઆણ્વીય આકર્ષણબળ એકબીજાને જથ્થામાં જકડી રાખે છે, પરંતુ એક ચોક્કસ સ્થાને જકડી રાખવા જેટલું મજબૂત હોતું નથી તેથી તેઓ તરલ હોય છે. દા.ત., પાણી, બ્રોમિન, બેન્ઝિન.

(iii) વાયુ-અવસ્થા : વાયુ-અવસ્થામાં દ્રવ્યને ચોક્કસ કદ કે ચોક્કસ આકાર હોતા નથી. વાયુને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે તેના જેવો જ આકાર ધારણ કરે છે અને આખા પાત્રની જગ્યા તે રોકી લે છે. (પાત્રમાં પ્રસરી જાય છે) દા.ત., હવા, આર્ગોન.

દ્રવ્યની આ ત્રણેય અવસ્થાઓનું તાપમાન અને દબાણ જેવાં પરિબળોમાં ફેરફાર કરવાથી એકબીજામાં પરિવર્તન થઈ શકે છે. એટલે કે તેની અવસ્થામાં ફેરફાર થાય છે. જેમકે,

ઘન અવસ્થા (બરફ) $\underset{\text{તાપમાન ઘટાડતાં}}{\overset{\text{તાપમાન વધારતાં}}{\rightleftharpoons}}$ પ્રવાહી અવસ્થા (પાણી) $\underset{\text{તાપમાન ઘટાડતાં}}{\overset{\text{તાપમાન વધારતાં}}{\rightleftharpoons}}$ વાયુ-અવસ્થા (વરાળ)

1.3.2 રાસાયણિક બંધારણને આધારે વર્ગીકરણ (Classification Based on Chemical Structure) :

પદાર્થના રાસાયણિક બંધારણને આધારે તેનું તત્ત્વ, સંયોજન અને મિશ્રણ એમ ત્રણ સ્વરૂપમાં વર્ગીકરણ કરવામાં આવે છે :

(1) તત્ત્વ : ફ્રેન્ચ વૈજ્ઞાનિક લેવોઝિયરે (Lavoisier 1743-1794) તત્ત્વ વિશેની સમજૂતી આપી હતી તે પ્રમાણે તત્ત્વ એક જ પ્રકારના પરમાણુઓનો બનેલો છે. જુદાં જુદાં તત્ત્વના પરમાણુઓ જુદાં જુદાં હોય છે. દરેક તત્ત્વને પોતાનો સ્વતંત્ર ગુણધર્મ હોય છે જે બીજા તત્ત્વમાં જોવા મળતો નથી. દા.ત., કાર્બન, સોડિયમ, ઑક્સિજન વગેરે તત્ત્વો છે.

(2) સંયોજન : બે કે તેથી વધુ અસમાન તત્ત્વોના પરમાણુઓ જોડાવાથી સંયોજન બને છે. જ્યારે સંયોજન બને ત્યારે સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વો પોતાનો મૂળ ગુણધર્મ કે રાસાયણિક લાક્ષણિકતા ગુમાવે છે અને તે નવા જ ગુણધર્મો અને રાસાયણિક લાક્ષણિકતા પ્રાપ્ત કરે છે. હાઇડ્રોજન (H) અને ઑક્સિજન (O) વાયુતત્ત્વો છે. તેમના સંયોજાવાથી પાણી (H_2O) નું સંયોજન બને છે. અહીં હાઇડ્રોજન સ્ફોટક રીતે હવામાં સળગે છે. જ્યારે હવામાંનો ઑક્સિજન તેના દહનને સહાયક બને છે. પરંતુ પાણી આગ હોલવનાર પદાર્થ તરીકે વપરાય છે. કારણ કે પાણીમાં ઑક્સિજન અને હાઇડ્રોજનના મૂળ ગુણધર્મ બદલાઈ જાય છે.

(3) મિશ્રણ : બે કે તેથી વધુ દ્રવ્યને મિશ્ર કરી બનાવાતા મિશ્રણમાં પ્રત્યેક ઘટક પોતાના ગુણધર્મો કે રાસાયણિક લાક્ષણિકતાઓ જાળવી રાખે છે. મિશ્રણમાંના પ્રત્યેક ઘટકને ભૌતિક પદ્ધતિથી જુદા પાડી શકાય છે.

મિશ્રણને બે વિભાગમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે :

(i) સમાંગ મિશ્રણ (ii) વિષમાંગ મિશ્રણ

(i) સમાંગ મિશ્રણ : સમાંગ મિશ્રણમાં મિશ્ર થયેલાં ઘટકો સમાન ભૌતિકસ્થિતિમાં હોય છે. દ્રાવણ એ સમાંગ મિશ્રણ છે. સમાંગ દ્રાવણમાં મિશ્ર થતાં ઘટકો બધે જ એકસરખાં હોય છે. જેમને નિશ્ચિત હદરેખાથી અલગ કરી શકાતા નથી. ઉદાહરણ તરીકે ખાંડ અને પાણીનું મિશ્રણ (ખાંડનું દ્રાવણ), પાણી અને મીઠાનું મિશ્રણ (મીઠાનું દ્રાવણ), ઑક્સિજનનું નાઇટ્રોજનમાં મિશ્રણ (હવા), ઝિંકનું કૉપરમાં મિશ્રણ (મિશ્રધાતુ-પિત્તળ). ખાંડના દ્રાવણમાંથી બાષ્પીભવન દ્વારા ખાંડ અને પાણીને મિશ્રણનાં ઘટકો તરીકે અલગ મેળવી શકાય છે. હવાના પ્રવાહીકરણથી ઑક્સિજન અને નાઇટ્રોજન ઘટકો મિશ્રણમાંથી મેળવી શકાય છે.

(ii) વિષમાંગ મિશ્રણ : વિષમાંગ મિશ્રણમાં મિશ્ર થયેલા ઘટકોની ભૌતિક સ્થિતિ જુદી જુદી હોય છે. વિષમાંગ મિશ્રણમાં પ્રત્યેક ઘટક એકબીજામાં ભળી જતા નથી. પરંતુ એક નિશ્ચિત હદરેખાથી તેમની ભૌતિકસ્થિતિને અલગ કરી શકાય છે. વિષમાંગ મિશ્રણમાં મિશ્ર થતા ઘટકો બધે જ એકસરખા હોતા નથી જેમકે સોડિયમ ક્લોરાઇડ (NaCl) અને આયર્ન (Fe)ના પાઉડરને મિશ્ર કરતાં વિષમાંગ મિશ્રણ બને છે. અહીં બંને ઘન-અવસ્થામાં હોવા છતાં પણ આ મિશ્રણ એકસરખા સ્વરૂપે હોતું નથી. તેને એક નિશ્ચિત હદરેખાથી અલગ કરી શકાય છે.

બંને પ્રકારના મિશ્રણનાં ઘટકો ભૌતિક પદ્ધતિનો ઉપયોગ કરી છૂટા પાડી શકાય. જેમકે ગાળણ, સ્ફટિકીકરણ, નિસ્યંદન વગેરે. NaCl અને આયર્નના મિશ્રણને પાણીમાં ઓગાળી ગાળણ કરી આયર્ન ઘન સ્વરૂપે ગાળણ પત્ર પર અને મીઠાનું દ્રાવણ અલગ મળી શકે છે અને મીઠાના દ્રાવણનું બાષ્પીભવન કરતાં NaCl મળે છે.

1.4 ભૌતિકરાશિ (Physical Quantity)

ભૌતિકરાશિ (જથ્થા)ના મૂલ્યને દર્શાવવા માટે કોઈ એક સંખ્યા અને તેને અનુરૂપ એકમ જરૂરી છે. ભૌતિકરાશિના મૂલ્યને દર્શાવવા ઓછામાં ઓછા એકમ નક્કી કરવા ખૂબ જ જરૂરી છે. જેમકે કોઈ એક પદાર્થનું દળ 5.0 કિલોગ્રામ છે. અહીં માત્ર 5.0 લખવાથી તેનો અર્થ સ્પષ્ટ થતો નથી. પરંતુ કિલોગ્રામ લખવાથી દળ છે એમ સ્પષ્ટ થાય છે. આથી માપન કરેલા અથવા ગણતરી કરેલા સૂચક મૂલ્યને દર્શાવવા એકમોની અનુકૂળ પસંદગી હોવી જરૂરી છે. ઓછી સંખ્યામાં દર્શાવતા આવા એકમોને મૂળભૂત એકમો કહે છે અને મૂળભૂત એકમોમાંથી બીજા ઉપજાવવામાં આવતા અથવા મેળવાતા એકમોને ઉપજાવેલા એકમો કે સાધિત એકમો કહે છે. દા.ત., 5.0 કિલોગ્રામ વજન ધરાવતા લોખંડના ટુકડાનું દળ કિલોગ્રામમાં છે. અહી કિલોગ્રામ દળનો મૂળભૂત એકમ છે. તેનો ઉપયોગ કરીને લોખંડના ટુકડાની ઘનતા અને કદ જેવા ઉપજાવેલ એકમ દ્વારા દર્શાવી શકાય છે.

અત્યાર સુધીમાં ભૌતિકમૂલ્યો માટે ઘણી એકમ પદ્ધતિઓ સમયાંતરે અમલમાં આવી છે. જેવી કે,

(i) FPS પદ્ધતિ (ફૂટ, પાઉન્ડ, સેકન્ડ પદ્ધતિ) ઈ. સ. 1588માં.

(ii) C.G.S. પદ્ધતિ (સેન્ટિમીટર, ગ્રામ, સેકન્ડ) (ઈ. સ. 1791-1795)

(iii) M.K.S. પદ્ધતિ (મીટર, કિલોગ્રામ, સેકન્ડ) (ઈ. સ. 1791-1795)

પદ્ધતિ (ii) અને (iii) ભારતમાં 1956 થી સ્વીકારવામાં આવી છે.

(iv) SI એકમ પદ્ધતિ (લી.સિસ્ટીમી ઈન્ટરનેશનલ ડી. યુનિટ્સ) ઈ. સ. 1971

આવી અનેક પદ્ધતિઓના ઉપયોગથી સર્જાતી મુશ્કેલીઓ દૂર કરવા માટે IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) અને IUPAP (International Union of Pure and Applied Physics) જેવી આંતરરાષ્ટ્રીય સંસ્થાઓએ SI પદ્ધતિને સમાન રીતે ઉપયોગ કરવાની ભલામણ કરેલી છે.

વિજ્ઞાનજગતને આંતરરાષ્ટ્રીય વ્યવહારોમાં એકસૂત્રતાવાળી પદ્ધતિની જરૂર પડી કે જે સર્વસ્વીકૃત, વિશ્વસનીય, પ્રમાણિત અને એકસમાન એકમો ધરાવતી હોય.

ઈ. સ. 1960 માં પૅરિસમાં સેવ્રે (Sevres) ખાતે ઈન્ટરનેશનલ બ્યૂરો ઑફ વેઈટ્સ ઍન્ડ મેઝર્સની 11મી સામાન્ય સભા દરમિયાન માપનમાં એકસૂત્રતા માટે સમજૂતીના કરાર થયા. ઈ. સ. 1971માં આંતરરાષ્ટ્રીય એકમ પદ્ધતિ સ્વીકારવામાં આવી જેને તેના ફ્રેન્ચ નામ (Le Systeme International d'Units) પરથી SI એકમ પદ્ધતિ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

કોષ્ટક 1.1

SI એકમ પદ્ધતિ (મૂળભૂત એકમ)

ભૌતિકરાશિ	રાશિની સંજ્ઞા	SI એકમની સંજ્ઞા	SI એકમનું નામ
લંબાઈ	*l*	m	મીટર
દળ	m	kg	કિલોગ્રામ
સમય	t	s	સેકન્ડ
વિદ્યુતપ્રવાહ	I	A	એમ્પિયર
ઉષ્માગતિકીય તાપમાન	T	K	કેલ્વિન
પદાર્થનો જથ્થો	n	mole	મોલ
જ્યોતિ તીવ્રતા	I_v	cd	કેન્ડેલા

કોષ્ટક 1.2 SI પદ્ધતિમાં વપરાતા પૂર્વગો

ગુણાંક	પૂર્વગ		સંજ્ઞા
10^{-15}	femto	ફેમ્ટો	f
10^{-12}	pico	પિકો	p
10^{-9}	nano	નેનો	n
10^{-6}	micro	માઈક્રો	μ
10^{-3}	milli	મિલિ	m
10^{-2}	centi	સેન્ટિ	c
10^{-1}	deci	ડેસિ	d
10	deca	ડેકા	da
10^{2}	hecto	હેક્ટો	h
10^{3}	kilo	કિલો	k
10^{6}	mega	મેગા	M
10^{9}	giga	ગિગા	G
10^{12}	tera	ટેરા	T
10^{15}	peta	પેટા	P

નીચે કેટલાક મૂળભૂત એકમ અને ઉપજાવેલા એકમોને વ્યાખ્યાયિત કરેલ છે :

(1) દળ : પદાર્થના દ્રવ્યના જથ્થાને દળ કહે છે, જેનો SI એકમ કિલોગ્રામ છે.

કિલોગ્રામ : International Bureau of Weight and Measureમાં રાખેલી પ્લેટિનમ-ઈરિડિયમ (Pt-Ir) મિશ્રધાતુમાંથી બનાવેલ નળાકારના દળને 1 કિલોગ્રામ કહે છે.

પ્રયોગશાળામાં પદાર્થનું દળ માપવા માટે વૈશ્લેષિક વજનકાંટાનો ઉપયોગ થાય છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન બહુ જ ઓછું દળ ધરાવતાં રસાયણોનું દળ માપવા કિલોગ્રામના નાના એકમો ગ્રામ, મિલિગ્રામ, માઈક્રોગ્રામનો ઉપયોગ થાય છે.

(2) કદ : SI એકમોના ઉપયોગથી કદનો ઉપજાવેલો એકમ $(\text{મીટર})^3$ છે.

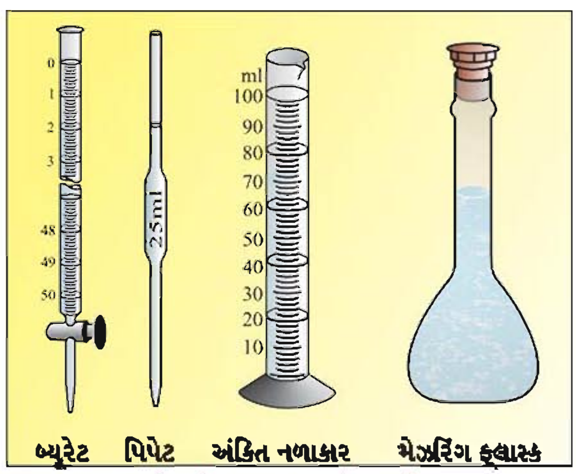
કદ = લંબાઈ × પહોળાઈ × ઊંચાઈ

= મીટર × મીટર × મીટર

= $(\text{મીટર})^3$

રસાયણ વિજ્ઞાનની પ્રયોગશાળામાં કદના નાના એકમો $(\text{સેમી})^3$ કે $(\text{ડેસિમીટર})^3$ નો ઉપયોગ થાય છે. SI એકમ ન હોવા છતાં કદ માટે વ્યવહારમાં વપરાતો એકમ લિટર (L) છે જે પ્રવાહીનું કદ માપવા માટે ઉપયોગી છે. પ્રવાહીના ઓછું કદ માપવા માટે નાના એકમ તરીકે મિલીલિટર (mL) નો ઉપયોગ થાય છે.

પ્રયોગશાળામાં પ્રવાહીનું કદ માપવા માટે બ્યૂરેટ, પિપેટ, અંકિત નળાકાર, મેઝરિંગ ફ્લાસ્ક વગેરે સાધનોનો ઉપયોગ થાય છે. કદ માપવાનાં સાધનો આકૃતિમાં 1.2 દર્શાવ્યા છે.



કેટલાંક કદ માપવાનાં સાધનો

આકૃતિ 1.2

1 લિટર(L) = 1000 મિલિ (mL)

= 1000 સેમી^{3}

= 1 (ડેસિમીટર)^3 અથવા (dm^3)

($\because$ 10 cm = 1 ડેસિમીટર)

mL અને cm^3 SI એકમો નથી.

(3) ઘનતા : એકમ કદમાં રહેલા દ્રવ્યના જથ્થાને ઘનતા કહે છે. ઘનતાનો એકમ મૂળભૂત SI એકમો પરથી ઉપજાવી શકાય છે.

$$\text{ઘનતા} = \frac{\text{દળ}}{\text{કદ}} = \frac{\text{દળનો એકમ}}{\text{કદનો એકમ}}$$

$$= \frac{kg}{m^3}$$

$$= kg\ m^{-3}$$

ઘનતાના નાના એકમમાં દળને ગ્રામમાં અને કદને સેમી^{3} માં દર્શાવતાં ઘનતાનો નાનો એકમ g/cm^3 અથવા gcm^{-3} મળે છે. પરંતુ આનો SI એકમમાં સમાવેશ થતો નથી.

(4) તાપમાન : તાપમાન માપવા માટે SI એકમ કેલ્વિન સિવાયના બીજા બે વ્યવહારમાં ઉપયોગમાં લેવાતા એકમો સેલ્સિયસ (°C) અને ફેરનહીટ (°F) છે.

પ્રયોગશાળામાં તાપમાનના ત્રણ એકમો વચ્ચેનો સંબંધ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય છે :

$$°F = \frac{9}{5}(°C) + 32$$

$$K = °C + 273.15$$

(પરંતુ સામાન્ય રીતે K = °C + 273 લેવાય છે.)

$\therefore$ 0°C તાપમાન = 32 °F = 273 K

અહીં એ નોંધવું જોઈએ કે 0° થી નીચું ઉષ્ણતામાન એટલે કે ઋણમૂલ્ય સેલ્સિયસમાં શક્ય છે પણ કેલ્વિનમાં ઋણમૂલ્ય શક્ય નથી.

(5) લંબાઈ : લંબાઈનો SI એકમ મીટર છે. મીટરની વ્યાખ્યા 1983માં CGPM (Conference Generale des Poids at Measures) દ્વારા નીચે પ્રમાણે આપવામાં આવી :

મીટર : શૂન્યાવકાશમાં પ્રકાશે 1/299,792,458 સેકન્ડમાં કાપેલા અંતરને 1 મીટર કહે છે.

મૂળભૂત રીતે મીટરના પ્રમાણભૂત માપ માટે 0° સે તાપમાને Pt-Ir મિશ્રધાતુમાંથી નિશ્ચિત સળિયાની લંબાઈને 1 મીટર પ્રમાણભૂત કરેલ છે.

વિદ્યાર્થીમિત્રો, તમને જરૂર પ્રશ્ન થશે કે (Pt-Ir) મિશ્રધાતુ જ કેમ? કારણ કે રાસાયણિક અસર સામે તે અત્યંત પ્રતિરોધક છે અને તેના દળમાં લાંબા સમય સુધી કોઈ જ ભૌતિક કે રાસાયણિક ફેરફાર થતો નથી.

1.5 રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો (Laws of Chemical Combination)

રસાયણવિજ્ઞાનની પ્રયોગશાળામાં બે કે બેથી વધુ પદાર્થો એકબીજા સાથે રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી સંયોજન બનાવે ત્યારે રાસાયણિક સંયોગીકરણ માટે નીચેના નિયમોનું પાલન થાય છે :

1.5.1 દ્રવ્યસંચયનો નિયમ (Law of Conservation of Mass) :

''દ્રવ્યનું સર્જન કે વિનાશ શક્ય નથી.'' આ નિયમ ઈ. સ. 1789 માં એન્ટોની લેવોઈઝરે (Antonie Lavoisier) આપ્યો હતો. તેણે દહન પ્રક્રિયાઓનો કાળજીપૂર્વક પ્રયોગાત્મક અભ્યાસ કર્યો અને મળેલાં પરિણામો પરથી ઉપરનો નિર્ણય તારવ્યો. આ નિયમે રસાયણવિજ્ઞાનમાં કેટલાક પાછળથી થયેલા વિકાસનો પાયો નાખ્યો. લેવોઈઝર દ્વારા કાળજીપૂર્વક અને આયોજનબદ્ધ પ્રયોગો કરી પ્રક્રિયક અને નીપજોના દ્રવ્યનું ચોક્કસ મૂલ્ય મેળવી શકાયું.

1.5.2 ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત (Dalton's Atomic Theory) :

આપણે જોયું કે રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમોમાં પણ ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત સંકળાયેલો છે. જહોન ડાલ્ટને (1776-1884) ઘણા પ્રયોગોનાં પરિણામો પરથી નોંધ્યું કે દ્રવ્ય નાનામાં નાના અવિભાજ્ય સૂક્ષ્મ કણોનો બનેલ છે. આ અવિભાજ્ય સૂક્ષ્મ કણને પરમાણુ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. જ્યારે પરમાણુમાં રહેલા સૂક્ષ્મ કણો (પ્રોટોન, ઇલેક્ટ્રૉન, ન્યુટ્રોન)ની શોધ નહોતી થયેલી ત્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ સમજવા માટે પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત ખૂબ જ અગત્યનો પૂરવાર થયો.

ઈ. સ. 1808 માં ડાલ્ટને રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો ''ન્યૂ સિસ્ટિમ ઑફ કેમિકલ જર્નલ'માં રજૂ કર્યા. જેમાં તેણે નીચે પ્રમાણેની રજૂઆત કરી. આને ડાલ્ટનના પરમાણ્વિય સિદ્ધાંતની અભિધારણાઓ કહેવામાં આવે છે :

(1) તત્ત્વ જે નાનામાં નાના સૂક્ષ્મ કણનું બનેલું છે તેને પરમાણુ કહે છે. તત્ત્વના પરમાણુઓ અવિભાજ્ય હોય છે.
(2) કોઈ પણ એક તત્ત્વના બધા જ પરમાણુઓ સમાન હોય છે. પરંતુ અન્ય તત્ત્વના પરમાણુઓથી તેઓ જુદા પડે છે. એટલે કે દરેક તત્ત્વના પરમાણુઓ અલગ અલગ હોય છે.
(3) કોઈ પણ એક તત્ત્વના બધા જ પરમાણુનું વજન અને ગુણધર્મો સમાન હોય છે. પરંતુ તે અન્ય તત્ત્વના પરમાણુથી વજન અને ગુણધર્મોમાં અલગ અલગ હોય છે.
(4) જુદાં જુદાં તત્ત્વોના પરમાણુઓ ચોક્કસ પ્રમાણમાં જોડાઈને સંયોજનો બનાવે છે. સંયોજનોમાં રહેલા પરમાણુઓ નિશ્ચિત સંરચના ધરાવે છે.
(5) તત્ત્વના પરમાણુનું વજન નિશ્ચિત હોય છે.
(6) બે કે વધારે તત્ત્વોના રાસાયણિક સંયોગીકરણથી પરમાણુઓ સંયોજાય છે ત્યારે તેમાં પરમાણ્વિય પ્રમાણની સંખ્યા સાદા પૂર્ણાંકમાં હોય છે. આવા પરમાણ્વિય સંયોજનથી બનતા નાનામાં નાના કણને અણુ કહે છે.
(7) રાસાયણિક પ્રક્રિયા દ્વારા પરમાણુની ફેરગોઠવણી શક્ય છે પરંતુ તેનું સર્જન કે વિનાશ શક્ય નથી.

કેન્દ્રીય પ્રક્રિયાઓ અને સમસ્થાનિકોની શોધના સંદર્ભમાં ડાલ્ટનના નિયમનું મહત્ત્વ રહેતું નથી. કારણ કે ડાલ્ટનની અભિધારણા પરમાણુ અવિભાજ્ય છે તે ખોટી ઠરેલ છે. પરમાણુ પ્રોટોન, ન્યુટ્રોન અને ઇલેક્ટ્રૉન જેવા મૂળભૂત કણોનો બનેલો છે.

1.5.3 નિશ્ચિત સંરચનાનો નિયમ (Law of Constant Proportion) :

"કોઈ પણ સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોના દળનું પ્રમાણ નિશ્ચિત હોય છે."

વૈજ્ઞાનિક જૉસેફ પ્રાઉસ્ટે(Josheph Proust) (1754-1826) નોંધ્યું કે, ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટના કુદરતી રીતે મળેલા નમૂનામાં અને પ્રયોગશાળામાં બનાવેલ ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટના નમૂનામાં તત્ત્વોનું ટકાવાર પ્રમાણ સરખું હતું.

ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટ $CuCO_3$	કૉપરના ટકા	કાર્બનના ટકા	ઑક્સિજનના ટકા
કુદરતી ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટ	51.35	9.74	38.91
સાંશ્લેષિત ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટ	51.35	9.74	38.91

હાઇડ્રોજનવાયુ અને ઑક્સિજનવાયુની પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉત્પન્ન થતા પાણી (H_2O) અને હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઇડ (H_2O_2)ના વિઘટનથી મળતું પાણી (H_2O) એક સમાન સંરચના ધરાવે છે. દરેક H_2O માં 2.016 ગ્રામ હાઇડ્રોજન અને 16.00 ગ્રામ ઑક્સિજન સંયોજાયેલા હોય છે.

ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત સંયોજનોની નિશ્ચિત સંરચનાના નિયમની સમજૂતી આપે છે. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે નિશ્ચિત સંયોજનના દરેક નમૂનામાં તેનાં ઘટકતત્ત્વોની સાપેક્ષ સંખ્યા સરખી હોય છે અને તે જ પ્રમાણે સંયોજનની અને તેમાંના દરેક તત્ત્વની દળપ્રમાણ સંખ્યા પણ હંમેશાં સરખી હોય છે, જેમકે

$$H_2 + \frac{1}{2}O_2 = H_2O$$

અહીં H_2O માં તત્ત્વોની સાપેક્ષ સંખ્યા H:O = 2:1 ના પ્રમાણમાં અને દળના 1:8 પ્રમાણની સાપેક્ષ સંખ્યા H, 2 ગ્રામ અને O, 16 ગ્રામ છે. આથી H_2Oના 18 ગ્રામ નિશ્ચિત મળે છે.

1.5.4 ગુણક પ્રમાણનો નિયમ (Law of Multiple Proportion) :

વૈજ્ઞાનિક ડાલ્ટને ઈ. સ. 1803 માં આ સિદ્ધાંત આપ્યો. જો બે તત્ત્વો સંયોજિત થઈ એકથી વધુ સંયોજનો બનાવતા હોય તો એક તત્ત્વના નિશ્ચિત દળ સાથે સંયોજિત થતાં બીજા તત્ત્વના વિવિધ દળનું પ્રમાણ સાદી નાની પૂર્ણાંક સંખ્યાથી દર્શાવી શકાય છે.

જેમકે હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિજન એમ બે તત્ત્વો સંયોજિત થતાં તેમાંથી પાણી H_2O અને હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઇડ H_2O_2 બને છે.H_2O અને H_2O_2 માં 2.0 ગ્રામ હાઇડ્રોજન સાથે જોડાતા ઑક્સિજનના દળ અનુક્રમે 16.0 ગ્રામ અને 32.0 ગ્રામ છે.

H_2	+	$\frac{1}{2}O_2$	=	H_2O
હાઇડ્રોજન		ઑક્સિજન		પાણી
2 ગ્રામ		16 ગ્રામ		18 ગ્રામ
H_2	+	O_2	=	H_2O_2
2 ગ્રામ		32 ગ્રામ		34 ગ્રામ

ગુણક પ્રમાણના નિયમ પ્રમાણે હાઇડ્રોજનના નિશ્ચિત દળ સાથે જોડાતા ઑક્સિજનનું દળ-પ્રમાણ 16:32 છે જે નાની પૂર્ણાંક સંખ્યા 2 વડે દર્શાવતાં તેના પ્રમાણને 1:2 પ્રમાણ વડે દર્શાવી શકાય.

1.5.5 સંયોજિત ભારનો નિયમ (Law of Combining Weights) :

જો બે તત્ત્વોના ભાર (વજન) અથવા તેના સાદા ગુણકદળ (વજન) ત્રીજા તત્ત્વના સમાનભાર સાથે પ્રક્રિયા કરે તો તે બંને તત્ત્વો પણ એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરી શકે છે. તત્ત્વોના સંયોજિત ભાર (વજન) તેના પરમાણ્વિય દળ કે તેના સાદા પૂર્ણાંક ગુણકમાં હોય છે, જેમકે,

HClમાં H + Cl

1 ગ્રામ 35.5 ગ્રામ છે.

Cl_2Oમાં O + 2Cl

16 ગ્રામ 2×35.5

= 71 ગ્રામ છે.

હવે જો Cl_2Oમાં રહેલા 2Cl નું પ્રમાણ HClમાંના Cl જેટલું (35.5 ગ્રામ) કરવામાં આવે તો Cl_2O માં ઑક્સિજન 8 ગ્રામ થશે. તેથી બંને સંયોજનોમાં ક્લોરિન સાથે જોડાતા બે તત્ત્વો હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિજનના ભાર (વજન) અનુક્રમે 1 અને 8 થશે. તેથી H અને O ના આ ભાર પ્રમાણે 1 અને 8 ના જોડાવાથી H_2O મળશે. મળતા H_2O માં પણ હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિજનનો ભાર-પ્રમાણ 2:16 અથવા 1:8 રહે છે. તે આ નિયમના આધારે જોઈ શકાય છે.

1.6 પરમાણ્વિય દળ, આણ્વિય દળ, મોલર દળ અને મોલ સંકલ્પના (Atomic Mass, Molecular Mass, Molar Mass and Mole Concept)

(1) પરમાણ્વિય દળ (પરમાણુભાર) : ડાલ્ટનના પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત પ્રમાણે દરેક તત્ત્વના પરમાણુને નિશ્ચિત દળ હોય છે, જેને પરમાણ્વિય દળ કહે છે.

પરમાણ્વિય દળ દરેક તત્ત્વના પરમાણુની આગવી લાક્ષણિકતા છે. આ અતિસૂક્ષ્મ પરમાણુના દળ શોધવા અતિ મુશ્કેલ છે. દ્રવ્યમાન સ્પેક્ટ્રોમિટર (Mass Spectrometer) નામના આધુનિક સાધનથી પરમાણ્વિય દળનું નિશ્ચિત મૂલ્ય મેળવી શકાય છે.

IUPAC અને IUPAP તરફથી ઈ. સ. 1961 થી કાર્બન-12ના પરમાણ્વિય દળને પ્રમાણિત ગણી બાકીનાં તત્ત્વોના પરમાણ્વિય દળ શોધવામાં આવે છે. કાર્બનના સમસ્થાનિકો

પૈકીનો એક ^{12}C છે. જેને પ્રમાણિત ગણી તેનું પરમાણ્વિય દળ 12 amu સ્વીકારવામાં આવ્યું છે. તે પરથી બીજા તત્ત્વના પરમાણ્વિય દળ શોધી શકાય છે. જેમકે હાઇડ્રોજનનું પરમાણ્વિય દળ પ્રમાણિત ^{12}C ના દળ કરતાં 1/12 ગણું થાય.

[**નોંધ :** amu = atomic mass unit]

પરમાણ્વિય દળ એકમને હાલમાં Unified mass તરીકે ગણીને એકમ 'u' વપરાય છે.

1 amu = 1.66056×10^{-24} ગ્રામ

હાઇડ્રોજનના એક પરમાણુનું દળ = 1.6736×10^{-24} ગ્રામ

$$\therefore \text{હાઇડ્રોજનનું પરમાણ્વિય દળ} = \frac{1.6736 \times 10^{-24} \text{ ગ્રામ}}{1.66056 \times 10^{-24} \text{ ગ્રામ}}$$

$= 1.0078$ amu

≈ 1.008 amu

આ જ પ્રમાણે ઑક્સિજનનું પરમાણ્વિય દળ = 15.995 u

$\approx$ 16.0 u

(2) આણ્વિય દળ (અણુભાર) : અણુમાં રહેલા પરમાણુઓના પરમાણ્વિય દળનો ઉપયોગ કરી આણ્વિય દળ શોધવામાં આવે છે. અણુનું આણ્વિયસૂત્ર જાણતા હોઈએ તો તેમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યાને તે પરમાણુના પરમાણ્વિય દળ વડે ગુણી તેમનો સરવાળો કરતાં આણ્વિય દળ મેળવી શકાય છે.

દા.ત., (i) પાણી H_2O નું આણ્વિય દળ શોધવું છે.

H_2O નું આણ્વિય દળ = 2(H નું પરમાણ્વિય દળ)

+ (O નું પરમાણ્વિય દળ)

= 2 (1.008u) + 1 (16 u)

= 18.016 u

(ii) સુક્રોઝ = $C_{12}H_{22}O_{11}$ નું આણ્વિય દળ

સુક્રોઝનું આણ્વિય દળ = 12 (C નું પરમાણ્વિય દળ) + 22 (H નું પરમાણ્વિય દળ) + 11 (O નું પરમાણ્વિય દળ)

= 12(12u) + 22(1u) + 11(16u)

= 144u + 22u + 176u

= 342u

(3) મોલર દળ અને મોલ-સંકલ્પના : SI પદ્ધતિ પ્રમાણે મોલ (Mole) એ પદાર્થનો જથ્થો દર્શાવવા માટેનો પાયાના સાત એકમો પૈકીનો એક એકમ છે. અલ્પપ્રમાણ ધરાવતા પદાર્થમાં પરમાણુ કે અણુઓની સંખ્યા ઘણી વધારે હોય છે. વારંવાર આ મોટી સંખ્યાનો ઉપયોગ કંટાળાજનક અને ભૂલભરેલો બને છે. તેથી સંખ્યાઓના ચોક્કસ જથ્થાને વ્યવહારમાં લાવવો જરૂરી બને છે. જેવી રીતે 20 નંગ બરાબર 1 કોડી, 12 નંગ બરાબર 1 ડઝન, 144 નંગ બરાબર 1 ગ્રોસ એકમનો ઉપયોગ સામાન્ય વ્યવહારમાં થાય છે. તેવી રીતે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં વપરાતા પદાર્થના જથ્થાને ગ્રામ એકમમાં દર્શાવવામાં આવે છે. પરંતુ આ જથ્થામાં અસંખ્ય પરમાણુઓ કે અણુઓ રહેલા હોય છે. પરમાણુ કે અણુઓની સંખ્યાના ચોક્કસ જથ્થાને દર્શાવવા 'મોલ' એકમને રજૂ કરવામાં આવ્યો. એક મોલમાં રહેલા પરમાણુ, અણુ, આયન કે ઘટકકણોની સંખ્યા 6.022×10^{23} હોય છે.

12 ગ્રામ કાર્બનના ^{12}C સમસ્થાનિકમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યા 6.022×10^{23}ને પ્રમાણિત ગણી તેને મોલ તરીકે સ્વીકારવામાં આવી છે. આ સંખ્યાને એવોગેડ્રો આંક 'N_A' કહે છે. ^{12}Cના એક પરમાણુનું દળ દ્રવ્યમાન સ્પેક્ટ્રોમિટર વડે માપતાં તેનું મૂલ્ય 1.992648×10^{-23} ગ્રામ મળે છે. એવોગેડ્રો આંકને દસના ગુણકમાં લીધા વિના આ સંખ્યાને તેનાં શૂન્યો સહિત દર્શાવતાં તેની વિશાળતાનો ખ્યાલ આવી શકે છે. 602213670000000000000000 આવા ઘણાબધા ઘટક કણો ભેગા મળી કોઈ એક નિશ્ચિત પદાર્થનો એક મોલ બનાવે છે.

આ પરથી કહી શકાય કે,

1 મોલ હાઇડ્રોજન = 6.022×10^{23} હાઇડ્રોજન પરમાણુ

1 મોલ પાણીનો અણુ = 6.022×10^{23} પાણીના અણુઓ

1 મોલ સોડિયમ ક્લોરાઇડ = 6.022×10^{23} (સોડિયમ ક્લોરાઇડના અણુઓ)

12 ગ્રામ દળના કાર્બનમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યા નીચે પ્રમાણે શોધી શકાય :

$$\therefore \text{કાર્બન પરમાણુની સંખ્યા} = \frac{\text{1 મોલ C નું દળ}}{\text{1 C પરમાણુનું પરમાણ્વિય દળ}}$$

$$= \frac{12 \text{ ગ્રામ મોલ}^{-1}}{1.992648 \times 10^{-23} \text{ગ્રામપરમાણુ}^{-1}}$$

$= 6.022 \times 10^{23}$ પરમાણુ મોલ$^{-1}$

મોલની ગણતરી માટેનું સૂત્ર નીચે પ્રમાણે છે :

$$\text{મોલ} = \frac{\text{પરમાણુ કે અણુનું દળ ગ્રામ એકમમાં}}{\text{પરમાણ્વિય દળ કે આણ્વિય દળ ગ્રામ મોલ}^{-1}\text{એકમમાં}}$$

આમ, એક મોલ એટલે કે 6.022×10^{23} કણોના ભારને તેનો મોલરભાર (આણ્વિય ભાર) કહે છે.

દાખલો 1.1 : 100 ગ્રામ કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ (CO_2)માં કાર્બનના કેટલા મોલ હશે ? CO_2 નું આણ્વિયદળ = 44 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ છે તેમાં રહેલા Cના પરમાણુની સંખ્યા ગણો.

$$CO_2 \text{ ના મોલ} = \frac{CO_2 \text{ દળ}}{CO_2 \text{ નું આણ્વિય દળ}}$$

$$= \frac{100 \text{ ગ્રામ}}{44 \text{ ગ્રામમોલ}^{-1}} = 2.27 \text{ મોલ}$$

CO_2 ના મોલ = C ના મોલ (કારણ કે CO_2 માં એક જ C છે.)

∴ C ના મોલ = 2.27 મોલ

C ના પરમાણુની સંખ્યા = C ના મોલ × એવોગેડ્રો આંક

$= 2.27 \times 6.022 \times 10^{23}$

$= 13.669 \times 10^{23}$

1.7 બંધારણીય તત્ત્વોની ટકાવારી અને આણ્વીયસૂત્ર (Percentage Composition and Molecular Formula)

1.7.1 બંધારણીય તત્વોની ટકાવારી (Percentage Composition)

બે કે બેથી વધુ તત્ત્વોથી સંયોજન બનેલું હોય ત્યારે સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોનું પ્રમાણ તેમના દળના ચોક્કસ પ્રમાણમાં હોય છે. જો સંયોજનનું આણ્વીયસૂત્ર જાણતા હોઈએ તો તેનું ટકાવાર દળ ગણી શકાય છે. આથી ઊલટું જો સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોનું ટકાવાર દળ જાણતા હોઈએ તો તે સંયોજનનું આણ્વીયસૂત્ર નક્કી કરી શકાય છે.

$$\text{તત્ત્વોનું ટકાવાર દળ} = \frac{\text{સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોનું દળ} \times 100}{\text{સંયોજનનું આણ્વીયદળ}}$$

દાખલો 1.2 પાણી (H_2O) માં રહેલા દરેક તત્ત્વનું ટકાવાર દળ ગણો.

ઉકેલ : H નું પરમાણ્વીય દળ = 1.0 ગ્રામમોલ$^{-1}$

O નું પરમાણ્વીય દળ = 16.0 ગ્રામમોલ$^{-1}$

∴ H_2O નું આણ્વીય દળ = 18.0 ગ્રામમોલ$^{-1}$

હાઇડ્રોજનનું ટકાવાર દળ $= \frac{2 \times 1.0 \times 100}{18.0} = 11.11\ \%$

ઑક્સિજનનું ટકાવાર દળ $= \frac{16.0 \times 100}{18.0} = 88.89\ \%$

દાખલો 1.3 : ઇથેનોલ (C_2H_5OH) માં રહેલા દરેક તત્ત્વનું ટકાવાર દળ-પ્રમાણ શોધો.

ઉકેલ : C નું પરમાણ્વીય દળ = 12 ગ્રામમોલ$^{-1}$

H નું પરમાણ્વીય દળ =1 ગ્રામમોલ$^{-1}$

O નું પરમાણ્વીય દળ =16.0 ગ્રામમોલ$^{-1}$

∴ ઇથેનોલનું C_2H_5OH નું આણ્વીય દળ

= 2(12.0) + 6(1.0) + 1(16.0)

= 24 + 6 + 16

= 46 ગ્રામમોલ$^{-1}$

H નું ટકાવાર દળ $= \frac{6(1.0) \times 100}{46} \approx 13.04\ \%$

C નું ટકાવાર દળ $= \frac{2(12) \times 100}{46} \approx 52.17\ \%$

O નું ટકાવાર દળ $= \frac{16 \times 100}{46} \approx 34.78\ \%$

1.7.2 પ્રમાણસૂચકસૂત્ર અને આણ્વીયસૂત્ર (Empirical Formula and Molecular Formula) :

દરેક સંયોજનનું આણ્વીયસૂત્ર નક્કી કરવા તેના બંધારણમાં રહેલાં ઘટકતત્ત્વોનું ટકાવાર પ્રમાણ જાણવું જરૂરી બને છે. આ માહિતી પરથી સંયોજનનું સરળ સૂત્ર નક્કી થાય છે. આ સરળ સૂત્ર દ્વારા સંયોજનમાં રહેલા દરેક તત્ત્વના પરમાણુનું સાપેક્ષ પ્રમાણ દર્શાવાય છે. પરમાણુનું આ સાપેક્ષ પ્રમાણ દર્શાવતા સૂત્રને પ્રમાણસૂચકસૂત્ર કહે છે. પ્રમાણસૂચકસૂત્ર નક્કી કરવા માટે નીચે પ્રમાણે તબક્કાવાર ગણતરી કરવામાં આવે છે :

(i) સંયોજનમાંનાં તત્ત્વોની સંજ્ઞા દર્શાવવી.

(ii) આ તત્ત્વોની ટકાવારી નક્કી કરવી.

(iii) તત્ત્વોની ટકાવારી અને તત્ત્વોના પરમાણ્વીય દળનો ગુણોત્તર નક્કી કરવો તેથી તત્ત્વમાં રહેલા પરમાણુનો ગુણોત્તર મળશે.

(iv) દરેક તત્ત્વના મળેલા આ ગુણોત્તરમાંથી સૌથી નાના ગુણોત્તર વડે દરેક તત્ત્વના ગુણોત્તરને ભાગવાથી સાદી પૂર્ણાંક સંખ્યાનો ગુણોત્તર મળશે.

(v) પ્રમાણસૂચક સૂત્રનું સૂત્રદળ શોધો.

(vi) સંયોજનના આણ્વીય દળ અને પ્રમાણસૂચક સૂત્રદળનો ઉપયોગ કરી ગુણક સંખ્યા n શોધો.

$$n = \frac{\text{આણ્વીય દળ}}{\text{સૂત્રદળ (પ્રમાણસૂચક સૂત્રભાર)}}$$

(vii) પ્રમાણસૂચક સૂત્રને n વડે ગુણવાથી આણ્વીયસૂત્ર મળે છે.

આણ્વીયસૂત્ર $= n \times$ પ્રમાણસૂચક સૂત્ર

(∵ જ્યાં n = ગુણકની સંખ્યા)

દાખલો 1.4 : એક કાર્બનિક પદાર્થમાં કાર્બન, હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિજનનું ટકાવાર પ્રમાણ અનુક્રમે 54.55 %, 9.06 % અને 36.39 % છે. તત્ત્વોના ટકાવાર પ્રમાણ પરથી પ્રમાણસૂચકસૂત્ર અને આણ્વીયસૂત્ર શોધો. (કાર્બનિક પદાર્થનું આણ્વીય દળ 88 ગ્રામમોલ$^{-1}$ છે.)

તત્ત્વ સંજ્ઞા	તત્ત્વનું પરમાણ્વીયદળ	ટકા %	પરમાણુનો ગુણોત્તર	સાદી પૂર્ણાંક સંખ્યાનો ગુણોત્તર	સાદી પૂર્ણાંક સંખ્યા
C	12	54.55	$\frac{54.55}{12} = 4.55$	$\frac{4.55}{2.27} = 2.0$	2
H	1	9.06	$\frac{9.06}{1} = 9.06$	$\frac{9.06}{2.27} = 3.99$	4
O	16	36.39	$\frac{36.39}{16} = 2.27$	$\frac{2.27}{2.27} = 1.0$	1

∴ પ્રમાણસૂચક સૂત્ર C_2H_4O મળે જેનું સૂત્રદળ

$= 24 + 4 + 16 = 44$ ગ્રામસૂત્રભાર$^{-1}$

ગુણક સંખ્યા n = $\frac{\text{આણ્વીય દળ}}{\text{સૂત્ર દળ}} = \frac{88}{44} = 2$

અણુસૂત્ર = 2 × પ્રમાણસૂચક સૂત્ર

$= 2 \times C_2H_4O$

$= C_4H_8O_2$ મળે.

1.8 રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓની તત્ત્વયોગમિતિ અને ગણતરી (Stoichiometric Calculation of Chemical Reaction)

તત્ત્વયોગમિતિનો અર્થ તત્ત્વોની યોગ્ય રીતે વહેંચણી એવો થાય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા પ્રક્રિયકો અને નીપજોનો જથ્થો નક્કી કરી તેની યોગ્ય વહેંચણી કરવી એટલે તત્ત્વયોગમિતિ.

પ્રત્યેક રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયક અને નીપજના અણુઓની સંખ્યાના સંદર્ભમાં તેનું મોલપ્રમાણ તત્ત્વયોગમિતિ દ્વારા મેળવવામાં આવે છે. તત્ત્વયોગમિતિ દ્વારા રાસાયણિક પ્રક્રિયાની સંતુલન સ્થિતિ અને સમતુલિત સમીકરણ પરથી પ્રક્રિયાની ભારાત્મક માહિતી પણ મળે છે. દા.ત., મિથેનની દહન પ્રક્રિયાનું સમતુલિત સમીકરણ નીચે પ્રમાણે છે. તો તત્ત્વયોગમિતિ દ્વારા કઈ માહિતી પ્રાપ્ત થાય છે તે જાણીએ.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

	CH_4	O_2	CO_2	H_2O
મોલ	એક મોલ	બે મોલ	એક મોલ	બે મોલ
અણુ	એક અણુ	બે અણુ	એક અણુ	બે અણુ
*કદ	22.4 લિ.	2 x 22.4 લિ. = 44.8 લિ.	22.4 લિ.	2 x 22.4 = 44.8 લિ.
દળ	16.0 ગ્રામ	2 x 32 = 64 ગ્રામ	44 ગ્રામ	2 x 18 = 36 ગ્રામ
અણુની સંખ્યા	6.022×10^{23}	$2 \times 6.022 \times 10^{23}$	6.022×10^{23}	$2 \times 6.022 \times 10^{23}$

* STP પરિસ્થિતિ

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકોનું તત્ત્વયોગમિતિ 1:2 અને નીપજોનું તત્ત્વયોગમિતિ પણ 1:2 છે. આમ, સામાન્ય પ્રક્રિયા $aA + bB \rightarrow cC + dD$ માટે પ્રક્રિયકો તથા નીપજોની તત્ત્વયોગમિતિ અનુક્રમે a:b અને c:d છે.

1.8.1 પ્રક્રિયા સમીકરણનું સમતોલન (Balancing of Reaction Equation) :

દ્રવ્યસંચય અને સંયોજિત દળના નિયમ પ્રમાણે સમતુલિત રાસાયણિક સમીકરણની બંને બાજુએ (ડાબી બાજુએ પ્રક્રિયકો અને જમણી બાજુએ નીપજો) પ્રત્યેક તત્ત્વના પરમાણુની સંખ્યા સમાન હોય છે. જો પ્રક્રિયા સમીકરણની બંને બાજુએ તત્ત્વોના પરમાણુની સંખ્યા સમાન ન હોય તો પ્રક્રિયક અને નીપજનાં સૂત્રો આગળ વારાફરતી અલગ અલગ ગુણક મૂકી અજમાયશી (પ્રયત્ન અને ભૂલ) રીતનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે, જેથી બંને બાજુ પરમાણુઓની સંખ્યા સમાન થાય. બંને બાજુના પરમાણુઓની સંખ્યા સમાન કરવાની આ ક્રિયાને સમીકરણનું સમતોલન કહે છે. અગાઉના ધોરણ 9 માં સમીકરણ સમતુલિત કરવાની આ રીત વિશે શીખ્યા છો.

દા.ત., $P_{4(s)} + O_{2(g)} \rightarrow P_4O_{10(s)}$ (અસંતુલિત સમીકરણ)

આ સમીકરણમાં ફૉસ્ફરસના પરમાણુ સંતુલિત છે પણ ઑક્સિજનના પરમાણુ નથી. તેમને સંતુલિત કરવા માટે આપણે સમીકરણની જમણી બાજુએ દેખાતા ઑક્સિજનના પરમાણુને સમતુલિત કરવા પડશે માટે સમીકરણની ડાબી બાજુએ ઑક્સિજનની આગળ પૂર્વગ 5 ગુણક તરીકે મૂકવો પડશે. જેમકે

$P_{4(s)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{10(s)}$ (સંતુલિત સમીકરણ)

નીચે આપેલી પ્રક્રિયાઓ સમતુલિત નથી :

(i) $PbS + O_2 \longrightarrow PbO + SO_2$

(ii) $Pb_3O_4 + 4HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + H_2O$

(iii) $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4$

(iv) $Cu_2S + O_2 \rightarrow Cu_2O + SO_2$

(v) $MnO_2 + KOH + O_2 \rightarrow 2K_2MnO_4 + H_2O$

આ પ્રક્રિયાઓને સંતુલિત કરતાં નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

(i) $2PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2$

(ii) $Pb_3O_4 + 4HNO_3 \rightarrow 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$

(iii) $Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$

(iv) $2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$

(v) $2MnO_2 + 4KOH + O_2 \rightarrow 2K_2MnO_4 + 2H_2O$

1.9 દ્રાવણોમાં થતી પ્રક્રિયાઓની તત્ત્વયોગમિતિ (Stoichiometry of Reactions in Solutions)

પ્રયોગશાળામાં થતી મોટા ભાગની પ્રક્રિયાઓ દ્રાવણોમાં થાય છે. આથી એ જાણવું જરૂરી બને છે કે, દ્રાવણમાં રહેલા પદાર્થના જથ્થાનું પ્રમાણ કેટલું છે ? આપેલા કદના દ્રાવણમાં દ્રાવ્ય થયેલા પદાર્થનો જથ્થો અને દ્રાવણની સાંદ્રતા જાણવા માટેની કેટલીક રીતોમાં નોર્માલિટી(સપ્રમાણતા), મોલારિટી, મોલાલિટી, મોલઅંશ, વજનથી ટકાવારી, કદથી ટકાવારી વગેરેનો ઉપયોગ કરી શકાય જેના વિશે પ્રત્યેક એકમની વિગતવાર માહિતી નીચે આપેલ છે. સાંદ્રતા ગણવામાં તત્ત્વયોગમિતિ ઉપયોગી થાય છે.

(i) સપ્રમાણતા (નોર્માલિટી) N : 1 ગ્રામ તુલ્યદળ ધરાવતા પદાર્થને ઓગાળી 1 લિટર દ્રાવણ બનાવતાં બનતું દ્રાવણ 1 સપ્રમાણ દ્રાવણ કહેવાય અથવા દ્રાવણની સપ્રમાણતા 1 છે.

$$\text{સપ્રમાણતા (નોર્માલિટી)} = \frac{\text{ગ્રામ લિટર}^{-1}}{\text{તુલ્યભાર}}$$

$$= \frac{\text{દ્રાવ્યનું વજન ગ્રામમાં}}{\text{તુલ્યભાર} \times \text{દ્રાવણનું કદ લિટરમાં}}$$

$$\text{ઍસિડનો તુલ્યભાર} = \frac{\text{ઍસિડનું આણ્વિય દળ(ગ્રામમોલ}^{-1})}{\text{ઍસિડની બેઝિકતા}}$$

$$\text{બેઇઝનો તુલ્યભાર} = \frac{\text{બેઇઝનું આણ્વિય દળ(ગ્રામમોલ}^{-1})}{\text{બેઇઝની ઍસિડિકતા}}$$

દાખલો 1.5 : 73 ગ્રામ હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડને પાણીમાં ઓગાળી દ્રાવણ 500 મિલિ બનાવવામાં આવ્યું. આ દ્રાવણની સપ્રમાણતા (નોર્માલિટી) ગણો.

ઉકેલ : HCl નું આણ્વિય દળ = 36.5 ગ્રામમોલ$^{-1}$

આણ્વિય દળ અને તુલ્યદળ સમાન છે.

HCl નું તુલ્યદળ = 36.5 ગ્રામ તુલ્ય$^{-1}$

દ્રાવણનું કદ 500 મિલિ = 0.5 લિટર

દ્રાવ્ય HCl નું વજન = 73 ગ્રામ

$$\text{સપ્રમાણતા} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું વજન ગ્રામમાં}}{\text{તુલ્યભાર} \times \text{દ્રાવણનું કદ લિટરમાં}}$$

$$\text{નોર્માલિટી} = \frac{73}{36.5 \times 0.5} = 4\text{ N}$$

(ii) મોલારિટી M : 1 ગ્રામમોલ દ્રાવ્ય પદાર્થ ધરાવતા એક લિટર દ્રાવણને 1 મોલર દ્રાવણ કહે છે અથવા આ દ્રાવણની મોલારિટી (M) 1 છે. આ એકમનો ખૂબ જ વ્યાપક રીતે ઉપયોગ થાય છે.

$$\text{મોલારિટી(M)} = \frac{\text{ગ્રામ લિટર}^{-1}}{\text{આણ્વિય દળ}}$$

$$= \frac{\text{દ્રાવ્યનું દળ ગ્રામમાં}}{\text{આણ્વિય દળ} \times \text{દ્રાવણનું કદ લિટરમાં}}$$

અત્રે નોંધવું જોઈએ કે દ્રાવણની નોર્માલિટી અને મોલારિટી તાપમાન પર આધારિત છે. કારણ કે દ્રાવણના કદ પર તાપમાનની અસર થાય છે.

દાખલો 1.6 : 5 લિટર જલીય દ્રાવણમાં 4 ગ્રામ NaOH ઓગાળેલ હોય તો બનતા દ્રાવણની મોલારિટી શોધો.

ઉકેલ : NaOH આણ્વિય દળ = 40 ગ્રામમોલ$^{-1}$

દ્રાવ્ય NaOH નું વજન = 4 ગ્રામ

દ્રાવણનું કદ = 5 લિટર

$$\therefore \text{મોલારિટી (M)} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું દળ ગ્રામમાં}}{\text{આણ્વિય દળ} \times \text{દ્રાવણનું કદ લિટરમાં}}$$

$$= \frac{4}{40 \times 5} = 0.02\text{ M}$$

(iii) મોલાલિટી (Molality) m : 1 કિલોગ્રામ દ્રાવકમાં 1 ગ્રામમોલ દ્રાવ્ય પદાર્થને ઓગાળતાં મળતા દ્રાવણને 1 મોલલ દ્રાવણ કહે છે અથવા આ દ્રાવણની મોલાલિટી (m) 1 છે.

$$\text{મોલાલિટી (m)} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું દળ ગ્રામમાં}}{\text{આણ્વિય દળ} \times \text{દ્રાવકનું વજન કિલોગ્રામમાં}}$$

અહીં નોંધવું જોઈએ કે, દ્રાવણની મોલાલિટી તાપમાન સાથે બદલાતી નથી કારણ કે વજન પર તાપમાનની કોઈ અસર થતી નથી.

દાખલો 1.7 : 1.5 કિલોગ્રામ દ્રાવકમાં 149 ગ્રામ KOH ઓગાળી બનાવેલ દ્રાવણની સાંદ્રતા મોલાલિટીમાં શોધો.

ઉકેલ : KOH નું આણ્વિય દળ = 56 ગ્રામમોલ$^{-1}$

દ્રાવ્ય KOH નું (દળ) = 149 ગ્રામ

દ્રાવકનું દળ = 1.5 કિલોગ્રામ

$$\text{મોલાલિટી (m)} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું દળ ગ્રામમાં}}{\text{આણ્વિય દળ} \times \text{દ્રાવકનું વજન કિલોગ્રામમાં}}$$

$$= \frac{149}{56 \times 1.5} = 1.77\text{ m}$$

(iv) મોલ અંશ (Mole Fraction) : દ્રાવણમાંના કોઈ એક ઘટકના મોલ અને દ્રાવણમાં રહેલા બધા ઘટકોની કુલ મોલ સંખ્યાના ગુણોત્તરને તે ઘટકનો મોલ અંશ કહે છે.

$$\text{ઘટકનો મોલ અંશ} = \frac{\text{ઘટકના મોલ}}{\text{દ્રાવણમાં રહેલા બધા ઘટકોની કુલ મોલસંખ્યા}}$$

દ્રાવણમાં રહેલા ઘટકોના મોલ અંશનો કુલ સરવાળો 1 થાય છે.

દાખલો 1.8 : 180 ગ્રામ પાણીમાં 4 ગ્રામ NaOH ઓગાળવાથી બનતા દ્રાવણમાં દ્રાવ્ય NaOH અને પાણીના મોલ અંશ ગણો.

ઉકેલ : દ્રાવ્ય NaOH નું આણ્વીય દળ = 40 ગ્રામ મોલ $^{-1}$

$$\text{દ્રાવ્ય NaOH ના મોલ} = \frac{\text{વજન}}{\text{આણ્વીય દળ}} = \frac{4}{40} = 0.1 \text{ મોલ}$$

$$\text{દ્રાવક પાણીના મોલ} = \frac{\text{વજન}}{\text{આણ્વીય દળ}} = \frac{180}{18} = 10 \text{ મોલ}$$

$\therefore$ કુલ મોલ = 0.1 + 10 મોલ = 10.1 મોલ

$$\text{NaOH મોલ અંશ} = \frac{\text{NaOH ના મોલ}}{\text{કુલ મોલ સંખ્યા}}$$

$$= \frac{0.1 \text{ મોલ}}{10.1 \text{ મોલ}} = 0.0099$$

$$\text{પાણીના મોલ અંશ} = \frac{\text{પાણીના મોલ}}{\text{કુલ મોલ સંખ્યા}}$$

$$= \frac{10.0 \text{ મોલ}}{10.1 \text{ મોલ}} = 0.9901$$

આ દાખલામાં NaOH ના મોલ અંશ + H_2O ના મોલ અંશ = 0.0099 + 0.9901 = 1.0

આમ, દ્રાવણમાં ઘટકોના મોલ અંશનો સરવાળો 1 થશે.

(v) વજનથી ટકાવારી (% w/w) : 100 ગ્રામ દ્રાવણમાં દ્રાવ્ય થયેલા પદાર્થના ગ્રામમાં વજનને વજનથી ટકાવારી (%w/w) કહે છે. આ પ્રકારના દ્રાવણને દ્રાવ્યના વજનને અનુલક્ષીને પ્રતિશત પ્રમાણ કહે છે.

$$\%\text{w/w} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું વજન} \times 100}{\text{દ્રાવણનું વજન ગ્રામમાં}}$$

(માટે દ્રાવણનું વજન = દ્રાવ્યનું વજન + દ્રાવકનું વજન)

તાપમાન બદલાતાં મોલાલિટી, મોલઅંશ, વજન, વજનથી ટકાવારીનાં મૂલ્યો બદલાતાં નથી.

દાખલો 1.9 : 500 ગ્રામ દ્રાવણમાં કેટલા ગ્રામ NaOH ઓગાળતાં 5 % w/w સાંદ્રતા ધરાવતું દ્રાવણ મળશે.

ઉકેલ :

$$\%\ \text{w/w} = \frac{\text{દ્રાવ્યનું વજન ગ્રામમાં} \times 100}{\text{દ્રાવણનું વજન ગ્રામમાં}}$$

$$5\ \% = \frac{\text{દ્રાવ્યનું વજન ગ્રામમાં} \times 100}{500}$$

$$\text{દ્રાવ્યનું વજન} = \frac{500 \times 5}{100}$$

$$= 25 \text{ ગ્રામ}$$

સારાંશ

રસાયણ વિજ્ઞાનનો અભ્યાસ ખૂબ જ મહત્ત્વનો છે, કારણ કે તેનું સામ્રાજ્ય જીવનના દરેક ક્ષેત્રને આવરી લે છે. રસાયણ વિજ્ઞાનીઓએ પદાર્થના બંધારણ અને ગુણધર્મો તથા તેમાં થતા ફેરફારોનો અભ્યાસ કર્યો. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓમાં ઘટકોની ગોઠવણી જુદી જુદી હોય છે, જે તેના ગુણધર્મો અને લાક્ષણિકતાઓ દર્શાવે છે. દ્રવ્યને પણ તત્ત્વ, મિશ્રણ અને સંયોજનમાં વિભાજિત કરી શકાય છે. જો તત્ત્વ એક જ પ્રકારના ઘટકોથી બન્યું હોય તો તે પરમાણુ કે અણુ હોઈ શકે. જ્યારે બે કે તેથી વધુ તત્ત્વના પરમાણુઓ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં એકબીજા સાથે સંયોજાય ત્યારે સંયોજન બને છે. મિશ્રણ ઘણી રીતે બને છે.

પદાર્થના ગુણધર્મોના અભ્યાસ થાય ત્યારે માપન પણ એટલું જ જરૂરી છે અને સાથે સાથે સર્વસ્વીકૃત એકમ પદ્ધતિ પણ જરૂરી છે. માટે વૈજ્ઞાનિક જગતમાં સર્વત્ર એકસરખી અને સામાન્ય પદ્ધતિ હોવી જોઈએ. તે વિશે સંમત થયા છે જેને ટૂંકમાં SI એકમ પદ્ધતિ કહે છે.

પરમાણ્વીય વિશ્લેષણ ભૌતિકરાશિના એકમોને જુદી જુદી રીતે દર્શાવવા માટે મદદરૂપ છે. આથી પરિણામની એક એકમ પદ્ધતિમાંથી બીજામાં રૂપાંતર કરવાનું શક્ય બને છે.

વિવિધ પરમાણુઓનું સંયોગીકરણ રસાયણ વિજ્ઞાનના મૂળભૂત નિયમોથી નક્કી કરી શકાય છે. આ નિયમો જેવા કે દ્રવ્યસંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત સંરચનાનો નિયમ, સરળ ગુણક પ્રમાણનો નિયમ, સંયોજિત ભારનો નિયમ વગેરે. આ બધા નિયમો ડાલ્ટનના પરમાણુવાદ તરફ જાય છે.

તત્ત્વનો પરમાણ્વીય દળ ^{12}C છે કે જે કાર્બનનો સમસ્થાનિક છે. કાર્બન 12 ના પરમાણુ દળને (12u) IUPAC અને

IUPAP તરફથી પ્રમાણિત ગણી બાકીનાં તત્ત્વોના પરમાણ્વિય દળ નક્કી કરાય છે. જ્યારે એક અણુનું આણ્વિય દળ અણુમાં રહેલા વિવિધ પરમાણુના પરમાણ્વિય દળનો સરવાળો કરીને મેળવાય છે. આણ્વીયસૂત્રની ગણતરી એક સંયોજન અને તેના આણ્વિય દળમાં રહેલાં વિવિધ તત્ત્વોના દળના ટકા નક્કી કરીને પ્રમાણસૂચક સૂત્ર મેળવીને કરવામાં આવે છે.

પરમાણુઓ, અણુઓ કે અન્ય કોઈ ઘટકોની સંખ્યા કોઈ પણ પદ્ધતિમાં હોય તો તેને એવોગેડ્રો આંક 6.022×10^{23} ના સંદર્ભમાં દર્શાવ્યા છે અને તેને જે-તે ઘટકોના 1 મોલ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. પ્રક્રિયકો અને નીપજોના જથ્થાત્મક અભ્યાસને તત્ત્વયોગમિતિ કહે છે.

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ વિવિધ તત્ત્વો અને સંયોજનોમાં થતા રાસાયણિક ફેરફારો દર્શાવે છે. એક સંતુલિત રાસાયણિક સમીકરણ ઘણીબધી માહિતી પૂરી પાડે છે.

આ ઉપરાંત દ્રાવણના કદમાં પદાર્થનું પ્રમાણ કેટલું છે તે દર્શાવવાની વિવિધ રીતો જેવી કે મોલઅંશ, દળના ટકા, સપ્રમાણતા (નોર્માલીટી), મોલારિટી અને મોલાલિટી છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) રાસાયણિક લાક્ષણિકતાના આધારે દ્રવ્યના વર્ગીકરણનું કયું સ્વરૂપ સાચું છે ?

(A) મિશ્રણ (B) વાયુ

(C) પ્રવાહી (D) ઘન

(2) નીચેના પૈકી કયો એકમ ઉપજાવેલો એકમ છે ?

(A) ઘનતા (B) A અને C

(C) કદ (D) સમય (સેકન્ડ)

(3) દ્રવ્યના જથ્થાનો SI એકમ કયો છે ?

(A) કિલોગ્રામ (B) ગ્રામ

(C) મિલિગ્રામ (D) મોલ

(4) દળનું કિલોગ્રામ મૂલ્ય પ્રમાણિત કરતો નળાકાર કઈ મિશ્રધાતુનો બનેલો છે ?

(A) Pt-Au (B) Pt-Ag

(C) Pt-Ir (D) Pt-Sn

(5) એકમ કદમાં રહેલા દ્રવ્યના જથ્થાને શું કહે છે ?

(A) ઘનતા (B) કદ

(C) વજન (D) દબાણ

(6) 25° સે બરાબર કેટલા અંશ ફેરનહીટ થાય ?

(A) $298\ ^{0}F$ (B) $77\ ^{0}F$

(C) $32\ ^{0}F$ (D) $248\ ^{0}F$

(7) શેના સંદર્ભમાં ડાલ્ટનના નિયમની મહત્તા રહેતી નથી ?

(A) સમસ્થાનિક (B) સમભારીય

(C) સમઅભિસારી (D) સમતાપી

(8) દ્રવ્યમાન સ્પેક્ટ્રોમિટરથી મળતા ^{12}C ના એક પરમાણુનું વજન કેટલા ગ્રામ મળ્યું ?

(A) 12 ગ્રામ (B) 1.992648×10^{-23} ગ્રામ

(C) $\frac{1}{12}$ ગ્રામ (D) 6.022×10^{23} ગ્રામ

(9) દ્રાવણમાંના બધા જ ઘટકોના મોલ-અંશનો સરવાળો .... થાય.

(A) > 1 (B) $=1$

(C) < 1 (D) 0

(10) નીચેના પૈકી તાપમાન સાથે શું બદલાય છે ?

(A) મોલાલિટી (B) મોલારિટી

(C) %w/w (D) મોલ-અંશ

(11) મોલારિટી એટલે એક લિટર દ્રાવણમાં ઓગાળેલ ....

(A) દ્રાવ્યના ગ્રામ-મોલની સંખ્યા (B) દ્રાવ્યના મોલની સંખ્યા

(C) દ્રાવકના ગ્રામ-મોલની સંખ્યા (D) દ્રાવકના મોલની સંખ્યા

(12) 1000 મિલિ બરાબર કેટલા ડેસીમીટર^3 થાય ?

(A) 1 (B) 10

(C) 100 (D) 0.10

(13) નીચેના પૈકી કયો ગુણધર્મ કે નિયમ રાસાયણિક સંયોગીકરણ સાથે સંકળાયેલ નથી?

(A) નિશ્ચિત સંરચના (B) ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત

(C) ગુણક પ્રમાણનો નિયમ (D) આઉફ-બાઉનો નિયમ

(14) 1 amu બરાબર કેટલા ગ્રામ ?

(A) 1.66056×10^{-24} ગ્રામ (B) 6.022×10^{23} ગ્રામ

(C) 9.191×10^{-28} ગ્રામ (D) 1.992648×10^{-23} ગ્રામ

(15) 2N H_2SO_4 ના દ્રાવણની સાંદ્રતા .... M છે.

(A) 1 (B) 4

(C) 0.5 (D) 2

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) નિશ્ચિત સંરચનાનો નિયમ લખો.

(2) રસાયણવિજ્ઞાનની ચાર અગત્ય જણાવો.

(3) રાસાયણિક લાક્ષણિકતાને આધારે દ્રવ્યનું વર્ગીકરણ કરો.

(4) સંયોજન અને મિશ્રણ એટલે શું ?

(5) વિષમાંગ મિશ્રણ એટલે શું ?

(6) તાપમાનના બે એકમો વચ્ચેના સંબંધ દર્શાવતાં સૂત્રો જણાવો.

(7) રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો કયા છે ?

(8) 1 મોલ કાર્બનમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યા શોધો.

(9) વ્યાખ્યા આપો : નોર્માલિટી, મોલારિટી, મોલાલિટી, મોલ-અંશ, વજનથી ટકાવારી

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) સમાંગ મિશ્રણ અને વિષમાંગ મિશ્રણ વચ્ચેનો તફાવત આપો.

(2) ઉપજાવેલા એકમ કદ, ઘનતા અને તાપમાન વિગતે સમજાવો.

(3) નીચેની પ્રક્રિયા સમીકરણ સમતુલિત કરો :

(i) $HgS + CaO \xrightarrow{\Delta} Hg + CaSO_4 + CaS$

(ii) $Na_2CrO_4 + H^+ \rightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na^+ + H_2O$

(iii) $MnO_2 + KOH + O_2 \rightarrow K_2MnO_4 + 2H_2O$

(iv) $Al_2O_3 + NaOH + H_2O \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

(4) $H_2C_2O_4$ માં રહેલા દરેક તત્ત્વનું ટકાવાર ભારપ્રમાણ શોધો.

(5) કેટલા ગ્રામ પાણીમાં 36.5 ગ્રામ HCl ઓગાળતાં દ્રાવણ 10 ટકા % w/w સાંદ્રતા ધારણ કરે ?

(6) 750 ગ્રામ પાણીમાં 63 ગ્રામ HNO_3 ઓગળતાં બનતા દ્રાવણની મોલાલિટી શોધો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર જવાબ લખો :

(1) રાસાયણિક પ્રક્રિયાની તત્ત્વયોગમિતિ યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(2) મોલ-સંકલ્પના પર નોંધ લખો.

(3) SI એકમ પદ્ધતિ પર નોંધ લખો. લંબાઈ તથા તાપમાન સમજાવો.

(4) ડાલ્ટનના પરમાણ્વિય સિદ્ધાંતની અભિધારણાઓ જણાવો.

(5) એક કાર્બનિક પદાર્થમાં કાર્બન, હાઇડ્રોજન, નાઇટ્રોજન અને ઑક્સિજનનું ટકાવાર પ્રમાણ અનુક્રમે 62.07 %, 10.34 %, 14.0 %, 13.59 % છે, તો તે સંયોજનનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર શોધો. જો તેનો અણુભાર 114 ગ્રામ $મોલ^{-1}$ હોય તો અણુસૂત્ર શોધો.

(6) પરમાણ્વિય દળ અને આણ્વિય દળ વિગતવાર ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

•

પરમાણ્વિય બંધારણ

2.1 પ્રસ્તાવના

2.2 મૂળભૂત કણો : પ્રોટોન, ઈલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉન

2.2.1 ઈલેક્ટ્રૉનની શોધ

2.2.2 પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉન

2.3 પરમાણ્વિય ક્રમાંક, પરમાણ્વિય દળ, સમસ્થાનિકો, સમભારિકો અને આઈસોટોન

2.3.1 થોમસનનો પરમાણુનો નમૂનો અને તેની મર્યાદાઓ

2.3.2 α - કણ પ્રકીર્ણનનો પ્રયોગ અને રુથરફોર્ડનો પરમાણુનો નમૂનો તથા તેની મર્યાદાઓ

2.4 વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની પ્રકૃતિ

2.5 હાઈડ્રોજન પરમાણુનો ઉત્સર્જનવર્ણપટ

2.6 બોહ્રનો પરમાણ્વિય નમૂનો અને તેની મર્યાદાઓ

2.7 દ્રવ્ય અને વિકિરણનો દ્વૈતસ્વભાવ

2.8 દ-બ્રોગ્લીનું સમીકરણ

2.9 હાઈઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત

2.10 કક્ષા અને કક્ષકની સમજૂતી

2.11 ક્વૉન્ટમ આંક

2.12 s, p અને d કક્ષકોના આકાર

2.13 કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી માટેના નિયમો

2.14 અર્ધપૂર્ણ ભરેલી અને પૂર્ણ ભરેલી કક્ષકોની સ્થાયીતા

2.1 પ્રસ્તાવના

જુદા જુદા વૈજ્ઞાનિકોએ, પરમાણુના બંધારણ અંગે, તાર્કિક રીતે વિચાર કરી, સર્વસ્વીકાર્ય, 'કેન્દ્રીય નમૂનો' આપ્યો જેને કેન્દ્રીય પરમાણુ નમૂનો પણ કહે છે. આ નમૂનો પ્રાયોગિક પરિણામોથી મળતી લાક્ષણિકતાના સંદર્ભમાં મેળવવામાં આવ્યો છે.

પરમાણુના અસ્તિત્વ અંગેનો પ્રસ્તાવ, પ્રાચીન ભારતીયો અને ગ્રીક તત્ત્વવિજ્ઞાનીઓએ આપેલો છે. તેઓના મત મુજબ પરમાણુઓ, દ્રવ્યના બંધારણના મૂળભૂત બંધારણીય ઘટકો છે. તેઓના મત મુજબ દ્રવ્યનાં સતત રીતે પેટાઘટકોમાં થતા વિભાજનથી પરમાણુઓ બને છે જે અવિભાજ્ય છે. ગ્રીક ભાષાના શબ્દ 'એ-ટોમીઓ'માંથી એટમ શબ્દ ઊતરી આવ્યો જેને પરમાણુ કહે છે. તેનો અર્થ અવિભાજ્ય અથવા વધુ વિભાજન કરી ન શકાય તેવો થાય છે. આ વિચારધારા લાંબા સમય સુધી ચાલુ રહી અને 19મી સદીમાં વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા તેમાં પરિવર્તન થયું.

1808 માં બ્રિટિશ વૈજ્ઞાનિક જ્હોન ડાલ્ટન (John Dalton) દ્વારા સૌપ્રથમ દ્રવ્ય માટેનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત રજૂ થયો જેને 'ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત' કહે છે. તેના સિદ્ધાંત મુજબ, પરમાણુ દ્રવ્યનો અંતિમ અવિભાજ્ય કણ છે.

2.2 મૂળભૂત કણો- પ્રોટોન, ઈલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉન (Fundamental Particles : Proton, Electron and Neutron)

ડાલ્ટનનો પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત દ્રવ્યસંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ અને ગુણક પ્રમાણના નિયમોને સફળતાપૂર્વક સમજાવી શકે છે. પરંતુ કેટલાંક પ્રાયોગિક પરિણામો સમજાવવામાં નિષ્ફળ રહ્યો. દા.ત., કાચને રેશમ સાથે અથવા એબોનાઈટને ઊન સાથે ઘસવામાં આવે ત્યારે તેમાંથી વિદ્યુત પેદા થાય છે. આમ, ડાલ્ટનનો સિદ્ધાંત માત્ર ધારણાઓ પર આધારિત હતો. પરંતુ તેના સિદ્ધાંતને કોઈ પ્રાયોગિક પરિણામોનું સમર્થન ન હતું.

આધુનિક સંશોધનો પરથી સાબિત થયું કે પરમાણુ વિભાજ્ય છે અને તેને મુખ્યત્વે બે ભાગમાં વહેંચી શકાય છે :

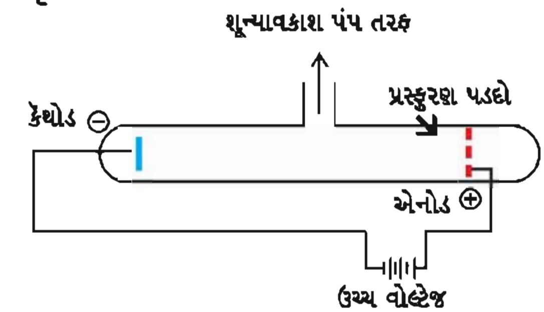
(i) પરમાણ્વિય કેન્દ્ર (ii)પરમાણ્વિય કેન્દ્ર સિવાયનો ભાગ

2.2.1 ઈલેક્ટ્રૉનની શોધ (Discovery of Electron) :

1830 માં માઈકલ ફેરાડેએ દર્શાવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુત વિભાજ્યના દ્રાવણમાં વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે

ત્યારે વિદ્યુત રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ થાય છે જે વિદ્યુતધ્રુવો ઉપર દ્રવ્ય જમા થવામાં અથવા દૂર થવામાં પરિણમે છે.

વાયુઓના વિદ્યુતીય વિભારના પ્રયોગો પરથી પણ પરમાણુના બંધારણમાં ડોકિયું કરી શકાયું. માઇકલ ફેરાડેએ શૂન્યાવકાશ નળીમાં વિદ્યુતીય વિભારનો અભ્યાસ કર્યો જે આકૃતિ 2.1માં દર્શાવેલ છે.



છિદ્રાળુ એનોડવાળી કેથોડ કિરણ વિભારનળી
આકૃતિ 2.1

કાચની બનેલી કેથોડ કિરણનળીમાં બે નાના ધાતુના ટુકડા જોડેલા હોય છે જેને વિદ્યુતધ્રુવ કહે છે. જ્યારે તે સીલ કરેલા વિદ્યુતધ્રુવોમાં પૂરતા પ્રમાણમાં ઊંચા વીજદબાણે વીજપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે શૂન્યાવકાશ કરેલી નળીમાં ગતિશીલ કણો કેથોડમાંથી નીકળી એનોડ તરફ નળીમાં વહેવાનું શરૂ કરે છે. જેને 'કેથોડ કિરણો' અથવા 'કેથોડ કણો' કહે છે. આ કેથોડ કિરણોને પ્રસ્ફુરણ પડદા પર પડવા દઈ ચકાસી શકાય છે. કેથોડ કિરણોની (જે પાછળથી ઇલેક્ટ્રૉન તરીકે ઓળખાયા છે.) વર્તણૂક ઇલેક્ટ્રોડના દ્રવ્ય કે કેથોડનળીમાં રહેલા વાયુના સ્વભાવ પર આધારિત નથી. આમ, બધા પરમાણુના બંધારણમાં ઇલેક્ટ્રૉન પાયાનો ઘટક છે.

2.2.2 પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉન (Proton and Neutron) :

કૉસ્મિક કિરણો અને કેન્દ્રીય પ્રક્રિયાઓના અભ્યાસ પરથી સાબિત થયું કે પરમાણુનું વિભાજન થઈ શકે છે અને અવપરમાણ્વિય (Subatomic) કણો આપે છે, જેવા કે, પ્રોટોન, ઇલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉન. આ ત્રણ કણોને પરમાણુના મૂળભૂત કણો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. આ ત્રણ મુખ્ય અવપરમાણ્વિય કણો ઉપરાંત પણ બીજા અવપરમાણ્વિય કણો હાજર હોય છે જેમકે પોઝિટ્રૉન, ફોટોન, મેસોન, ગ્રેવિટોન વગેરે.

ફેરાડેના વિદ્યુતવિભારના પ્રયોગ તેમજ કેથોડ કિરણ વિભારનળીના પ્રયોગો પરથી સાબિત થયું કે પ્રોટોન(p^+) પરમાણુના કેન્દ્રમાં રહેલો છે જ્યારે ઇલેક્ટ્રૉન(e^-), પરમાણુના કેન્દ્રની બહારના વિસ્તારમાં હોય છે. મૂળભૂત કણોની શોધ જુદા જુદા વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા થઈ હતી. પ્રોટોનની શોધ 1886માં વૈજ્ઞાનિક ગોલ્ડસ્ટાઇને (Goldstein) કરી હતી. 1897માં વૈજ્ઞાનિક જે. જે. થોમસને (J.J.Thomson) ઇલેક્ટ્રૉન(e^-) ની શોધ કરી. જ્યારે 1932માં વૈજ્ઞાનિક ચૅડવિકે (Chadwick) ન્યુટ્રૉનની શોધ કરી. આ મૂળભૂત કણોની માહિતી કોષ્ટક 2.1માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 2.1 : મૂળભૂત કણોના ગુણધર્મો

નામ	ઇલેક્ટ્રૉન	પ્રોટોન	ન્યુટ્રૉન
સંજ્ઞા	e	p	n
નિરપેક્ષ ભાર	-1.6022×10^{-19}C	$+1.6022 \times 10^{-19}$C	0
સાપેક્ષવીજભાર	-1	+1	0
દળ (કિગ્રા)	9.10939×10^{-31}	1.67262×10^{-27}	1.67493×10^{-27}
દળ (u)	0.00054	1.00727	1.00867
આશરેદળ(u)	0	1	1

જ્યાં C = કુલંબ ; u = a.m.u.

2.3 પરમાણ્વિય ક્રમાંક, પરમાણ્વીય દળ, સમસ્થાનિકો, સમભારિકો અને આઈસોટોન (Atomic Number, Atomic Mass, Isotopes, Isobars and Isotones)

પરમાણુમાં મુખ્યત્વે (હાઇડ્રોજન સિવાય), પ્રોટોન, ઇલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉન એમ ત્રણ મૂળભૂત કણો હોય છે. પ્રત્યેક તત્ત્વ અને સંયોજન પોતાનું આગવું દળ ધરાવે છે તેથી પરમાણુને પણ દળ હોય છે. પરમાણુનું સમગ્ર દળ ખૂબ જ સૂક્ષ્મ કદ ધરાવતા (પરમાણુના પોતાના સમગ્ર કદના સાપેક્ષમાં) કેન્દ્રમાં સંકેન્દ્રિત થયેલું હોય છે. પરમાણુના કેન્દ્રમાં ધનવીજભારિત પ્રોટોન(p^+) અને ન્યુટ્રૉન(n^0) રહેલા હોય છે. ઇલેક્ટ્રૉન(e^-), પરમાણુમાં બાહ્યતમ ભાગમાં ગોઠવાયેલા હોય છે.

કેન્દ્રનો ધનવીજભાર તેમાં રહેલા પ્રોટોન(કે જે ધન વીજભારિત) છે તેને આભારી છે કારણ કે ન્યુટ્રૉન, વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ છે. પ્રોટોન પરનો વીજભાર ઇલેક્ટ્રૉનના વીજભાર જેટલો જ છે પરંતુ તેનાથી વિરુદ્ધ છે. પરમાણુના કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યાને પરમાણુનો પરમાણ્વિય-ક્રમાંક (Z) કહે છે. દા.ત., આવર્ત કોષ્ટકમાં રહેલા પ્રથમ તત્ત્વ હાઇડ્રોજનના પરમાણુના કેન્દ્રમાં એક પ્રોટોન છે, તેથી હાઇડ્રોજન તત્ત્વનો પરમાણ્વિય-ક્રમાંક એક છે. આમ,

પરમાણુ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ હોવાથી, પરમાણુમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા હંમેશાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી જ હોય છે.

પરમાણ્વિય-ક્રમાંક (Z) = પરમાણુના કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા
અથવા
તટસ્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા

કેન્દ્રનું દળ, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉનને આભારી છે. (કારણ કે ઇલેક્ટ્રૉનનું દળ અવગણી શકાય તેવું છે.) પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉન કે જે પરમાણુના કેન્દ્રમાં આવેલા છે. તેઓને સંયુક્ત રીતે 'ન્યુક્લિઓન્સ' પણ કહે છે. આમ, પરમાણ્વિય દળ (A) અથવા દળક્રમાંક (A), પરમાણુમાં રહેલા ન્યુક્લિઓન્સની સંખ્યા જેટલું હોય છે.

પરમાણ્વિય દળ (દળક્રમાંક (A)) = પ્રોટોનની સંખ્યા(p) (પરમાણ્વિય ક્રમાંક(Z)) + ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા(n)

દા.ત., સોડિયમ તત્ત્વનું પરમાણ્વિય દળ 23 છે. તેનો પરમાણ્વિય-ક્રમાંક 11 છે. તેથી ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા = 23 -11 = 12 થશે.

કોઈ પણ તત્ત્વ (X) નું પરમાણ્વીય દળ તથા પરમાણ્વિય-ક્રમાંક દર્શાવવા માટે માન્ય સંજ્ઞાનો ઉપયોગ કરાય છે.

જે મુજબ, તત્ત્વને (X) તરીકે લેવાય છે અને તેના પરમાણ્વિય દળને ઉપરની બાજુ ડાબી તરફ લખાય છે જ્યારે પરમાણ્વિય-ક્રમાંકને નીચેની તરફ ડાબી બાજુ લખાય છે :

દા.ત., $^{A}_{Z}X$ જ્યાં X = તત્ત્વની સંજ્ઞા

A = પરમાણ્વિય દળ

Z = પરમાણ્વિય-ક્રમાંક (પ્રોટોનની સંખ્યા)

સમસ્થાનિકો (Isotopes) : જે પરમાણુઓના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક સમાન હોય પરંતુ દળક્રમાંક જુદા હોય તેવા પરમાણુઓને સમસ્થાનિકો કહે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો સમસ્થાનિકોના પરમાણ્વિય દળ અથવા દળક્રમાંકનો તફાવત તેમના કેન્દ્રમાં જુદી જુદી સંખ્યામાં રહેલા ન્યુટ્રૉનને કારણે હોય છે. હાઇડ્રોજનના કુલ પરમાણુના 99.985 ટકામાં માત્ર એક જ પ્રોટોન હોય છે. આ સમસ્થાનિકને પ્રોટિયમ (Protium)$^{1}_{1}H$ કહે છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુની બાકીની ટકાવારીમાં બીજા બે સમસ્થાનિકો છે. જે પૈકી એકમાં 1 પ્રોટોન અને 1 ન્યુટ્રોન રહેલ છે જેને ભારે હાઇડ્રોજન (Deuterium 0.0156%) $^{2}_{1}H$ અથવા $^{2}_{1}D$ કહે છે. અને બાકીમાં 1 પ્રોટોન અને 2 ન્યુટ્રોન હોય છે જેને ટ્રિટિયમ(tritium)$^{3}_{1}H$ અથવા $^{3}_{1}T$ કહે છે(10^{-15}%). પૃથ્વીના પેટાળમાં ટ્રિટિયમનું પ્રમાણ ખૂબ જ ઓછું હોય છે. હાઇડ્રોજનના આ ત્રણ સમસ્થાનિકો સંજ્ઞાથી નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$^{1}_{1}H\ ;\ ^{2}_{1}D\ ;\ ^{3}_{1}T$$

સમસ્થાનિકો વિશેનો એક અગત્યનો મુદ્દો તેઓના પરમાણુઓના રાસાયણિક ગુણધર્મો અંગેનો છે જે ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા પર આધારિત છે. જે કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા પરથી નક્કી કરી શકાય છે. તેથી આપેલા તત્ત્વના બધા જ સમસ્થાનિકો રાસાયણિક ગુણધર્મો એકસરખા હોય છે.

સમભારિકો (Isobars) : જે પરમાણુના પરમાણ્વિય દળ (દળક્રમાંક) સરખા હોય પરંતુ પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અલગ હોય તેવા પરમાણુઓને સમભારિકો કહે છે.

દા.ત., $^{14}_{6}C\ ;\ ^{14}_{7}N$

આઇસોટોન (Isotones) : પરમાણુઓ કે જેમના પરમાણ્વિય દળ અને પરમાણ્વિય-ક્રમાંક જુદા જુદા હોય પરંતુ તેઓમાં ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા સરખી હોય તેમને આઇસોટોન કહે છે.

દા.ત., $^{30}_{14}Si\ ;\ ^{31}_{15}P\ ;\ ^{32}_{16}S$

દાખલો 2.1 : $^{31}_{15}P$ માં રહેલા પ્રોટોન, ન્યુટ્રૉન અને ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા ગણો.

ઉકેલ : $^{31}_{15}P$ નો પરમાણ્વિય-ક્રમાંક Z = 15 છે અને પરમાણ્વિય દળ A = 31 છે. હવે પરમાણુમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા = ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા = Z = 15 છે.

∴ ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા = પરમાણ્વિય દળ- પ્રોટોનની સંખ્યા

= 31 -15

∴ ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા = 16

દાખલો 2.2 એક સ્પીસિઝ(Species) માં ઇલેક્ટ્રૉન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા અનુક્રમે 10, 8 અને 8 છે. આ સ્પીસિઝ માટે યોગ્ય સંજ્ઞા આપો.

ઉકેલ : પ્રોટોનની સંખ્યા = 8 = પરમાણ્વિય-ક્રમાંક

તેથી આ સ્પીસિઝ, ઑક્સિજન તત્ત્વ O છે.

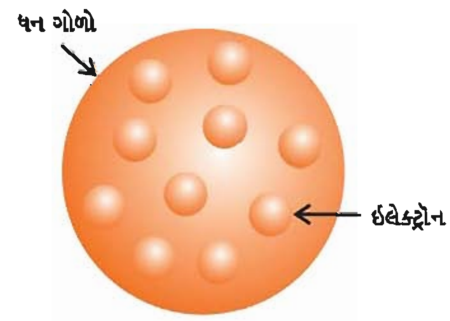
પરમાણ્વિય દળ (દળક્રમાંક) = પ્રોટોનની સંખ્યા + ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા = 8 + 8 = 16

∴ પરમાણ્વિય દળ = 16 થાય.

આપેલ સ્પીસિઝ તટસ્થ નથી કારણ કે અહીં પ્રોટોનની સંખ્યા 8 અને ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા 10 છે જે સરખી નથી. તેથી તે ઋણાયન બને છે અને તેના બે એકમ ઋણ વીજભાર આવશે. પરિણામે આ સ્પીસિઝની સંજ્ઞા $^{16}_{8}O^{2-}$ થશે.

2.3.1 થોમસનનો પરમાણુનો નમૂનો અને તેની મર્યાદાઓ (Thomson's Model of Atom and its Limitations) :

સૌપ્રથમ જે. જે. થોમસને 1898 માં સૂચવ્યું કે, પરમાણુ ગોલીય (spherical) આકાર ધરાવે છે. (ત્રિજ્યા આશરે 10^{-10} મી છે.) જેમાં ધનવીજભાર એકસમાન રીતે વહેંચાયેલો છે. ઇલેક્ટ્રૉન તેમાં એવી રીતે સમાયેલા છે કે જેથી સૌથી સ્થાયી સ્થિરવિદ્યુતીય સ્થિતિ પ્રાપ્ત થાય. આ નમૂનાને બીજાં ઘણાં નામો જેવાં કે , પ્લમપુડિંગ, રાઝનની પુડિંગ અથવા તડબૂચ આપેલાં છે.



થોમસનનો પરમાણુ નમૂનો
આકૃતિ 2.2

આ નમૂના મુજબ, ધનવીજભારિત પ્રોટોન અને ઋણવીજભારિત ઇલેક્ટ્રૉન, પરમાણુમાં એક સમાન રીતે વહેંચાયેલા છે. આ નમૂનામાં સમાન રીતે ગોઠવાયેલા પ્રોટોન અને ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સરખી હોય છે. આ નમૂનાનું અગત્યનું લક્ષણ એ છે કે, પરમાણુનું સમગ્ર દળ એકસરખી રીતે તેમાં વહેંચાયેલું છે. આ નમૂનો પરમાણુની એકંદર વીજતટસ્થતા સમજાવી શકે છે. પરંતુ ત્યાર બાદ કરવામાં આવેલાં પ્રાયોગિક પરિણામો સાથે સુસંગત નથી. વાયુઓની વીજવાહકતાની તેનાં

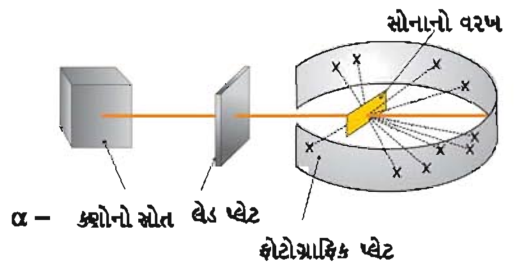
સૈદ્ધાંતિક અને પ્રાયોગિક સંશોધનો માટે થોમસનને 1906 માં પદાર્થ વિજ્ઞાનનું નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવ્યું હતું.

થોમસનના પરમાણુના નમૂનાની મર્યાદાઓ (Limitations of Thomson's Model of Atom)

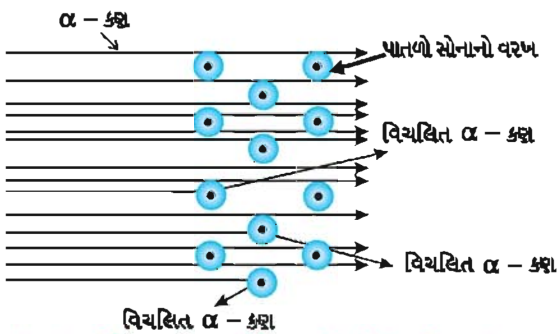
થોમસનના પરમાણુના નમૂનામાં અગાઉ જોયું તે પ્રમાણે પરમાણુમાં પ્રોટોન અને ઇલેક્ટ્રૉન એક સમાન રીતે ગોઠવાયેલા હોય છે. પરંતુ રુથરફોર્ડના α – કણ પ્રકીર્ણનના પ્રયોગ પરથી નોંધવામાં આવ્યું કે પરમાણુનો મોટો ભાગ ખાલી છે કારણ કે મોટા ભાગના α – કણો ધાતુના વરખમાંથી પરાવર્તન પામ્યા સિવાય, સીધા જ પસાર થઈ જાય છે. આમ થોમસનનો પરમાણુનો નમૂનો α – કણ પ્રકીર્ણનની ઘટના સમજાવી શકતો નથી.

2.3.2 α – કણ પ્રકીર્ણનનો પ્રયોગ અને રુથરફોર્ડનો પરમાણુનો નમૂનો તથા તેની મર્યાદાઓ (α – Particle Scattering Experiment and Rutherford's Model of an Atom and its Limitations) :

રુથરફોર્ડ(Rutherford)ના પરમાણુના નમૂનાને પરમાણુના કેન્દ્રીય નમૂના તરીકે પણ ઓળખવામાં આવે છે. રુથરફોર્ડ અને તેના વિદ્યાર્થીઓ હેન્સ ગાઇગર (Hans Geiger) અને અર્નેસ્ટ માર્સડને (Ernest Marsden) સોનાના પાતળા વરખ ઉપર α – કણનો મારો ચલાવ્યો : આ ખૂબ જ જાણીતો α – કણ પ્રકીર્ણનનો પ્રયોગ નીચેની આકૃતિમાં દર્શાવેલ છે :



a. રુથરફોર્ડનો પ્રકીર્ણનનો પ્રયોગ



b. રુથરફોર્ડના α -કણ પ્રકીર્ણનના પ્રયોગનો આલેખન અભ્યાસ

આકૃતિ 2.3

રેડિયોસક્રિય સ્રોતમાંથી મળેલા શક્તિશાળી α – કણને સોનાના વરખ (જાડાઈ 100 nm) પર પડવા દેવાય છે અને સોનાના પાતળા વરખની આસપાસ ઝિંક સલ્ફાઇડનો પ્રસ્ફુરણ પડદો રાખવામાં આવેલો હોય છે. જ્યારે α – કણ આ પડદાને અથડાય છે ત્યારે તે બિંદુએ ઝબકારો થાય છે અને તેના પર પ્રસ્ફુરણ અસર ઉપજાવે છે. આ પ્રયોગનું પરિણામ ખૂબ જ અનઅપેક્ષિત હતું કારણ કે થોમસનના પરમાણ્વિય નમૂના મુજબ સોનાના પ્રત્યેક પરમાણુનું દળ એકસરખી રીતે આખા પરમાણુ પર ફેલાયેલું હતું એમ ધારેલું અને α – કણો આવા એકસરખી રીતે ફેલાયેલા દળમાંથી પસાર થવા માટે પૂરતી ઊર્જા ધરાવતા હોય છે. થોમસનના મત પ્રમાણે જ્યારે α – કણો આ વરખમાંથી પસાર થાય ત્યારે એવી ધારણા કરવામાં આવે છે કે તેઓની ગતિ ધીમી પડે અને તેઓની દિશા પણ કોણીય રીતે બદલાય પરંતુ રુથરફોર્ડના આ પ્રયોગથી નોંધવામાં આવ્યું કે,

(i) મોટા ભાગના α – કણો સોનાના વરખમાંથી વિચલન પામ્યા સિવાય પસાર થાય છે.

(ii) α – કણો પૈકીના ખૂબ જ ઓછા કણોનું કોણીય વિચલન થાય છે.

(iii) ખૂબ જ ઓછા α – કણો (20,000 માંથી એક) અથડાઈને પાછા ફરે છે.

ઉપરના પ્રયોગના અવલોકન ઉપરથી રુથરફોર્ડે પરમાણ્વિય નમૂના માટે નીચે મુજબનાં તારણો રજૂ કર્યાં :

(i) વરખના મોટા ભાગમાંથી કણો પસાર થઈ જતા હોવાથી પરમાણુનો મોટા ભાગનો વિસ્તાર ખાલી હોવો જોઈએ.

(ii) ધનવીજભારિત થોડા α – કણોનું વિચલન થાય છે જે અપાકર્ષણને કારણે છે. પરમાણુનો ધનવીજભાર ખૂબ જ નાના વિસ્તારમાં સંકેન્દ્રિત થયેલો હોય છે જે ધનભારિત α – કણના વિચલન માટે જવાબદાર છે અને તેને પરમાણુનું કેન્દ્ર કહે છે.

(iii) પરમાણુના કુલ કદની સરખામણીમાં પરમાણુના કેન્દ્રનું કદ અવગણી શકાય તેવું હોય છે. પરમાણુની ત્રિજ્યા લગભગ 10^{-10} મી છે જ્યારે કેન્દ્રની ત્રિજ્યા લગભગ 10^{-15} મી છે.

ઉપરનાં અવલોકનો અને તારણો બાદ, રુથરફોર્ડે પરમાણુનો કેન્દ્રીય નમૂનો આપ્યો, આ નમૂના મુજબ

(i) ધનવીજભાર અને પરમાણુનું મોટા ભાગનું દળ અતિશય નાના વિસ્તારમાં કેન્દ્રિત થયેલું છે. આ ખૂબ જ નાના વિસ્તારને રુથરફોર્ડે કેન્દ્ર (નાભિ) કહ્યું.

(ii) કેન્દ્રની આસપાસ ઇલેક્ટ્રૉન ખૂબ જ ઝડપથી જે વર્તુળાકાર પથ પર ગતિ કરે છે તેને કક્ષા કહે છે.

(iii) કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રૉન, એકબીજા સાથે સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણબળો વડે જોડાયેલા છે.

રુથરફોર્ડના પરમાણ્વિય નમૂનાની ખામીઓ :

કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનાં કુલંબિક બળો $k\frac{q_1q_2}{r^2}$ જ્યાં q_1 અને q_2 વીજભાર છે, r વીજભાર વચ્ચેનું અંતર છે અને k સપ્રમાણ અચળાંક છે. ગુરુત્વાકર્ષણ બળો $G\frac{m_1m_2}{r^2}$ ને ગાણિતીય રીતે સમાન છે. જ્યાં m_1 અને m_2 દળો છે, r બંને દળો વચ્ચેનું અંતર છે અને G ગુરુત્વાકર્ષણ અચળાંક છે. સૌર પ્રણાલી અને કેન્દ્રીય નમૂના વચ્ચેની સામ્યતા સૂચવે છે કે કોઈ ચોક્કસ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રની આસપાસ પરિભ્રમણ કરતો

હોવો જોઈએ. હવે કોઈ પણ પદાર્થ કક્ષામાં પરિભ્રમણ કરતો હોય ત્યારે તે પ્રવેગિત થાય છે. આમ, કેન્દ્રીય નમૂનામાં ઇલેક્ટ્રૉન જેનું સૌર ગ્રહોની કક્ષા સાથે વર્ણન કરાય છે તે પણ પ્રવેગિત થાય છે.

સૌરમંડળમાં વિદ્યુતીય આકર્ષણ-અપાકર્ષણ જેવી ઘટના નથી. પરંતુ પરમાણુમાંના ધનભારવાળું કેન્દ્ર અને ઋણભારવાળા ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે આકર્ષણ-અપાકર્ષણ બળોને ધ્યાનમાં લેવા પડશે.

મેક્સવેલ (Maxwell)ના વીજચુંબકીય સિદ્ધાંત અનુસાર જ્યારે વીજભારિત કણ પ્રવેગિત થાય ત્યારે તે વીજચુંબકીય વિકિરણોનું ઉત્સર્જન કરે છે. (આ લક્ષણ ગ્રહોમાં અસ્તિત્વ ધરાવતું નથી કારણ કે તેઓ વીજભારરહિત છે.) તેથી કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન વિકિરણ ઉત્સર્જન કરશે અને આ વિકિરણની ઊર્જા વિદ્યુતીય પરિભ્રમણ-ગતિમાંથી મળે છે. તેથી કક્ષાઓ સંકોચાશે. ગણતરીથી દર્શાવાયું છે કે ઇલેક્ટ્રૉનને કેન્દ્રમાં આકર્ષવા 10^{-8} s જોઈએ. પરંતુ આમ બનતું નથી. આમ, રુથરફોર્ડનો નમૂનો, પરમાણુની સ્થાયિતા સમજાવી શક્યો નથી. રુથરફોર્ડના નમૂનાની બીજી વિશેષ મોટી ખામી એ હતી કે તેનાથી પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉનીય બંધારણ વિશે કોઈ જાણકારી મળતી નથી અર્થાત્ ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રની આસપાસ કેવી રીતે વહેંચાયેલો છે અને તેઓની શક્તિ શું છે તેની પણ જાણ થતી નથી.

2.4 વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની પ્રકૃતિ (Nature of Electromagnetic Radiation)

પ્રકાશ વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણો તરીકે ઓળખાય છે. તેની પ્રકૃતિ અંગે સૌપ્રથમ ઈ.સ. 1900 માં વૈજ્ઞાનિક મેક્સ પ્લાન્કે આ ક્ષેત્રને લગતા પ્રયોગોનાં અવલોકનોને સમજાવવા પ્રકાશને કણ પ્રકૃતિ છે એમ જાહેર કર્યું. ત્યાર બાદ પ્રકાશનું ધ્રુવીકરણ અને વિવર્તન જેવી ઘટનાઓને આધારે વૈજ્ઞાનિક હ્યુજન્સે (Hugens) પ્રકાશનો તરંગ પ્રકૃતિવાદનો સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો. ઈ.સ. 1902માં આલ્બર્ટ આઇન્સ્ટાઇને સૂચવ્યું કે ધાતુની સપાટી પર પ્રકાશ પડે ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉનઉત્સર્જિત થાય છે. આ અસરને ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

આલ્બર્ટ આઇન્સ્ટાઇને (Albert Einstein) સૂચવ્યું કે ક્વૉન્ટમ ગુણધર્મો, શોષણ અને ઉત્સર્જન વિકિરણને પણ લાગુ પાડી શકાય છે. આનો અર્થ એમ થયો કે, વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ કણોનું બનેલું હોવું જોઈએ, જેને ફોટોન કહે છે. ફોટોનની શક્તિ (E) અને પ્રકાશની આવૃત્તિ (ν) વચ્ચેનો સંબંધ નીચે મુજબનો છે :

$$E = h\nu$$

પ્રકાશની આવૃત્તિ(ν) અને તરંગલંબાઈ(λ) વચ્ચેનો સંબંધ નીચે મુજબનો છે :

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

આથી ફોટોનની શક્તિ $E = \frac{hc}{\lambda}$

જ્યાં, E = ફોટોનની શક્તિ, c = પ્રકાશનો વેગ

h = પ્લાન્ક અચળાંક, λ = તરંગલંબાઈ

એક મોલ ફોટોનમાં સમાયેલી શક્તિને એક આઇન્સ્ટાઇન કહે છે.

$$\therefore NE = \frac{Nhc}{\lambda} \text{ (જ્યાં } N = \text{ એવોગેડ્રો આંક)}$$

2.5 હાઇડ્રોજન પરમાણુનો ઉત્સર્જન વર્ણપટ (Emission Spectrum of Hydrogen Atom)

નિયંત્રિત પરિસ્થિતિમાં વિદ્યુતવિભારનળીમાં નીચા દબાણે હાઇડ્રોજન વાયુમાં વિદ્યુતનું ઊંચું વોલ્ટેજ લાગુ પાડવાથી પ્રકાશનું ઉત્સર્જન થાય છે. આ ઉત્સર્જિત થતો પ્રકાશ આછા જાંબલી રંગનો દેખાય છે. સ્પેક્ટ્રોગ્રાફ સાધન વડે તેનું પૃથક્કરણ કરવામાં આવે તો વર્ણપટમાં મળતી આ રેખાઓને રેખીય વર્ણપટ કહે છે. હાઇડ્રોજનની માફક બીજા કોઈ પણ તત્ત્વની વાયુરૂપ અવસ્થામાં ઉત્સર્જિત પ્રકાશના લાક્ષણિક રેખીય વર્ણપટને પરમાણ્વીય વર્ણપટ કહે છે.

પ્રથમ નજરે હાઇડ્રોજન વર્ણપટ જટિલ જણાય છે. વર્ણપટની દરેક શ્રેણીમાં રેખાઓના સ્થાનની નિયમિતતા પુરવાર થઈ છે. આ શ્રેણીઓની શોધ કરનાર વૈજ્ઞાનિકોનાં નામ પરથી તેને લાયમેન, બામર, પાશ્ચન, બ્રેકેટ અને ફુન્ડ શ્રેણી કહે છે.

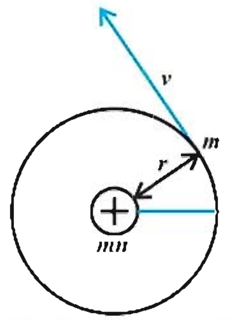
2.6 બોહરનો પરમાણ્વિય નમૂનો અને તેની મર્યાદાઓ (Bohr's Atomic Model and Its Limitations.)

નીલ્સ બોહર
(1885-1962)

1911માં ડેન્માર્કના ભૌતિકશાસ્ત્રી નીલ્સ બોહરે કોપનહેગન વિશ્વવિદ્યાલયમાંથી Ph.D.ની ઉપાધિ મેળવી. ત્યાર બાદ તેઓ એક વર્ષ ઇંગ્લૅન્ડમાં થોમ્સન અને અર્નેસ્ટ રુથરફોર્ડ પાસે રહ્યા. ત્યાર બાદ 1911માં તેઓ કોપનહેગનમાં પરત ફર્યા ત્યાં જીવનના બાકીનાં વર્ષો રહ્યા. 1920 માં તેમને સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકશાસ્ત્રના અધ્યક્ષ બનાવ્યા. પ્રથમ વિશ્વયુદ્ધ પછી પરમાણુ ઊર્જાના શાંતિમય ઉપયોગ માટે બોહરે ખૂબ જ સ્ફૂર્તિથી કામ કર્યું. 1957માં તેમને પરમાણુ શાંતિ માટેનું ઇનામ મળ્યું. 1922માં તેઓને ભૌતિકશાસ્ત્રમાં નોબેલ પારિતોષિક મળ્યું.

દ્રવ્યના વિકિરણ સાથેના અભ્યાસ પરથી પરમાણુ અને અણુના બંધારણ અંગેની ખૂબ જ વિસ્તૃત માહિતી પ્રાપ્ત થઈ શકે છે. બોહરે આ પરિણામોનો ઉપયોગ રુથરફોર્ડે રજૂ કરેલો નમૂનો સુધારવા માટે કર્યો.

બોહરે સૌપ્રથમ હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેનો નમૂનો રજૂ કર્યો કે જે પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી માટેનો સૌપ્રથમ પ્રયત્ન હતો. બોહરના મત મુજબ હાઇડ્રોજન પરમાણુના કેન્દ્રમાં એક પ્રોટોન રહેલો છે અને તેનો એક ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસ સતતપણે વર્તુળાકાર નિશ્ચિત માર્ગે ગતિ કરે છે જેને કક્ષા કહે છે. પરમાણુના કેન્દ્રમાં પ્રોટોનની હાજરીને કારણે તેના પર ધનવીજભાર હોય છે અને ઇલેક્ટ્રૉન ઋણવીજભારીત હોવાથી, તેઓ વચ્ચે આકર્ષણ ઉદ્ભવે છે. પરિણામે ઇલેક્ટ્રૉનની કેન્દ્રમાં સમાવવાની શક્યતા સંભવી શકે છે. જો પરમાણુના કેન્દ્રથી ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અંતર (જેને કક્ષાની ત્રિજ્યા પણ કહે છે.) વધારવામાં આવે તો તેઓ વચ્ચે ઘટતું આકર્ષણ ઘટે છે. પરિણામે ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા વધે છે.



બોહ્‌રનો પરમાણ્વિય નમૂનો
આકૃતિ 2.4

હાઇડ્રોજન વર્ણપટની સમજૂતી માટે બોહ્‌રે નીચે મુજબની અભિધારણાઓ કરી :

(i) ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રની આજુબાજુ, કોઈ ચોક્કસ સ્વીકાર્ય ઊર્જાસ્તર(કક્ષા)માં પરિભ્રમણ કરી શકે છે. ઇલેક્ટ્રૉન, પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસ કોઈ ચોક્કસ કક્ષામાં પરિભ્રમણ કરતો હોવા છતાં પણ તેની ઊર્જા અચળ રહે છે. ઇલેક્ટ્રૉનના પરિભ્રમણનો આ માર્ગ કે જ્યાં તેની ઊર્જા અચળ રહે છે તેને સ્થિર અવસ્થા અથવા સ્થિર કક્ષા કહે છે. આમ ઇલેક્ટ્રૉન જ્યારે કોઈ પણ સ્થિર કક્ષામાં પરિભ્રમણ કરતો હોય ત્યારે તે ઊર્જાનું શોષણ કે ઉત્સર્જન કરતો નથી.

(ii) ઇલેક્ટ્રૉનના કોઈ એક સ્થિર કક્ષામાંથી બીજી સ્થિર કક્ષામાં સંક્રમણ દરમિયાન ઊર્જાનું શોષણ અથવા ઉત્સર્જન કરે ત્યારે ઊર્જાનો જથ્થો અચળ રહે છે.

$E_1 + h\nu \rightarrow E_2$ ઊર્જાનું શોષણ

જ્યાં E_1 = ઓછી ઊર્જાવાળી સ્થિર કક્ષા

$E_2 \rightarrow E_1 + h\nu$ ઊર્જાનું ઉત્સર્જન

E_2 = ઊંચી ઊર્જાવાળી સ્થિર કક્ષા

h = પ્લાન્કનો અચળાંક

ν = વિકિરણની આવૃત્તિ

E_2 ↑ ઊર્જાનું શોષણ E_1 E_2 ↓ ઊર્જાનું ઉત્સર્જન E_1

(iii) ઇલેક્ટ્રૉન ફક્ત એવી કક્ષામાં જ પરિભ્રમણ કરી શકે કે જ્યાં તેનું કોણીય વેગમાન $h/2\pi$ કોઈ પણ ધનપૂર્ણાંક સંખ્યા(n) ના પૂર્ણ ગુણાંક તરીકે હોય છે. જ્યાં n = 1,2, 3 ... (n). આવી કક્ષાઓને સ્વીકાર્ય અથવા માન્ય કક્ષાઓ કહે છે.

$$\text{કોણીય વેગમાન} = mvr = \frac{nh}{2\pi} \qquad 2.1$$

જ્યાં m = ઇલેક્ટ્રૉનનું દળ

v = વેગ

r = કક્ષાની ત્રિજ્યા (કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અંતર)

h = પ્લાન્કનો અચળાંક

n = કોઈ પણ ધનપૂર્ણાંક સંખ્યા 1,2,..........

(iv) સ્વીકાર્ય અથવા માન્ય કક્ષામાં પરિભ્રમણ કરતાં ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા E, બોહ્‌રના નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$E = \frac{-2e^4\pi^2Z^2m}{n^2h^2} \qquad 2.2$$

જ્યાં E = ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા, h = પ્લાન્કનો અચળાંક,

e = ઇલેક્ટ્રૉન પરનો વીજભાર, Z = પરમાણ્વીય-ક્રમાંક,

m = ઇલેક્ટ્રૉનનું દળ, n = કોઈ પણ ધનપૂર્ણાંક સંખ્યા

ઉપરના સમીકરણ 2.2 માં ઋણ સંજ્ઞા સૂચવે છે કે પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા મુક્ત ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા કરતાં ઓછી છે. મુક્ત ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રથી અનંત અંતરે દૂર આવેલો છે અને તેની ઊર્જા શૂન્ય સ્વીકારવામાં આવેલી છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટે $n > 1$ વાળી ઊંચી ઊર્જાસપાટીવાળી સ્થિતિઓને ઇલેક્ટ્રૉનની ઉત્તેજિત અવસ્થા કહે છે.

(v) ઇલેક્ટ્રૉન સાથે સંકળાયેલ સૌથી અગત્યનો ગુણધર્મ તેની અવસ્થા સાથે સંકળાયેલી ઊર્જા છે, જે નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$E_n = -R_H \frac{1}{n^2} \quad \text{જ્યાં} \quad n = 1, 2, 3 \qquad 2.3$$

જ્યાં R_H = રીડબર્ગ (Rydberg) અચળાંક છે

અને તેનું મૂલ્ય 2.18×10^{-18}J છે.

સૌથી ન્યૂનતમ ઊર્જાવાળી અવસ્થા (n=1) ને ધરાઅવસ્થા (ભૂમિ અવસ્થા) કહે છે.

તેની ઊર્જા $E_1 = -2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{1^2}\right)$J

$E_1 = -2.18 \times 10^{-18}$ J થશે.

જો બીજી કક્ષા n = 2 અવસ્થા લઈએ તો,

$$E_2 = -2.18 \times 10^{-18}\left(\frac{1}{2^2}\right)J$$

$E_2 = -0.545 \times 10^{-18}$ J થશે.

(vi) ઇલેક્ટ્રૉન એક ઊર્જા-અવસ્થામાંથી અન્ય ઊર્જા અવસ્થામાં ઊર્જાનું શોષણ અથવા ઉત્સર્જન કરીને જઈ શકે છે. આ માટેના ઊર્જાના તફાવતને ΔE કહે છે, જે નીચે મુજબના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} J \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

જ્યાં R_H = રીડબર્ગનો અચળાંક, n_i = શરૂઆતની ઊર્જા-અવસ્થા, n_f = અંતિમ ઊર્જા-અવસ્થા.

ઊર્જાના શોષણ અથવા ઉત્સર્જન સાથે સંકળાયેલી આવૃત્તિ નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

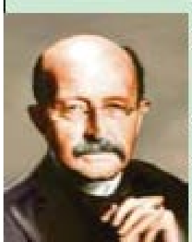
$$\Delta E = h\nu = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \qquad 2.4$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H}{h}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$\therefore \nu = \frac{2.18 \times 10^{-18} J}{6.626 \times 10^{-34} J}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$\therefore \nu = 3.29 \times 10^{15}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) Hz \qquad 2.5$$

મેક્સ પ્લાન્ક (1858-1947) :



જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી મેક્સ પ્લાન્કે Ph.D. ની પદવી 1879માં મ્યુનિચ વિશ્વવિદ્યાલયમાંથી સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકશાસ્ત્રમાં મેળવી હતી. તેઓ બર્લિન વિશ્વવિદ્યાલયમાં, સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકશાસ્ત્રની સંસ્થામાં અધ્યક્ષ તરીકે નિયુક્ત થયા હતા. પ્લાન્કને 1918માં ક્વૉન્ટમવાદ અંગે ભૌતિકશાસ્ત્રનો નોબેલ પુરસ્કાર મળ્યો હતો. પ્લાન્કે ભૌતિકશાસ્ત્રના ઉષ્માગતિવિદ્યા તથા અન્ય વિભાગોમાં નોંધપાત્ર ફાળો આપ્યો છે.

ઉદાહરણ 2.3 : હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં n = 4 ઊર્જાશક્તિસ્તરમાંથી n = 2 ઊર્જાશક્તિસ્તરમાં ઇલેક્ટ્રૉન સંક્રમણ દરમિયાન ઉત્સર્જિત ફોટોનની ઊર્જા તફાવત શોધો.

ઉકેલ : અહીં શરૂઆતનું ઊર્જાશક્તિસ્તર (n_i = 4) છે અને અંતિમ ઊર્જાશક્તિસ્તર (n_f = 2) છે.

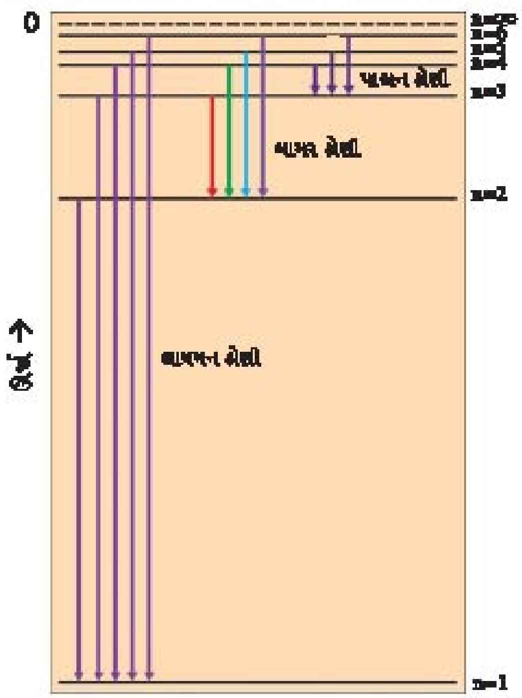
તેથી સમીકરણ $\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} J \times \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2}\right)$

$\therefore \Delta E = -4.076 \times 10^{-19} J$ થશે.

બોહ્રની ધારણાઓ પરથી હાઇડ્રોજન વર્ણપટની સમજૂતી આકૃતિ દ્વારા દર્શાવી શકાય.

કોષ્ટક 2.2 હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેની વર્ણપટની રેખાઓ

શ્રેણી	n_i	n_f	વર્ણપટનો વિસ્તાર
લાયમન (Lyman)	1	2,3..	પારજાંબલી
બામર (Balmer)	2	3,4..	દૃશ્યમાન
પાશ્ચન (Paschen)	3	4,5..	પારરક્ત
બ્રેકેટ (Brackett)	4	5,6..	પારરક્ત
ફૂંડ (Pfund)	5	6,7..	પારરક્ત



આકૃતિ 2.5

બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાની મર્યાદાઓ

બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાને રુધરફોર્ડના પરમાણુના કેન્દ્રીય નમૂનાના સુધારા તરીકે ગણવામાં આવે છે કારણ કે બોહ્રનો પરમાણ્વિય નમૂનો પરમાણુ અથવા આયનની સ્થાયીતા અંગે માહિતી આપે છે.

બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાની મર્યાદાઓ નીચે મુજબ છે :

(i) બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાની મદદથી હાઇડ્રોજન વર્ણપટની વધુ સારી સમજૂતી આપી શકાતી નથી કારણ કે વર્ણપટની બે રેખાઓ અત્યંત નજીક(ડબ્લેટ) હોય, તો તેની સમજૂતી મળી શકતી નથી.

(ii) બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાની મદદથી હાઇડ્રોજન સિવાયના અન્ય પરમાણુના વર્ણપટ સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડે છે.

(iii) વર્ણપટની રેખાઓનું ચુંબકીય ક્ષેત્રની અસર હેઠળ થતું વિભાજન (ઝિમેન અસર) સમજાવવામાં પણ તે નિષ્ફળ નીવડે છે.

(iv) પરમાણુઓ વચ્ચે રાસાયણિક બંધ રચી અણુ બનાવવાના ઉપાય અંગે પણ બોહ્‌રનો નમૂનો માહિતી આપી શકતો નથી.

2.7 દ્રવ્ય અને વિકિરણનો દ્વૈત-સ્વભાવ (Dual Nature of Matter and Radiation)

સૌપ્રથમ જેમ્સ મેક્સવેલે (James Maxwell) 1870 માં વીજભારિત પદાર્થો વચ્ચેના આંતરિક આકર્ષણ અંગેની વિસ્તૃત માહિતી આપી તથા વિશાળ અર્થમાં વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રની વર્તણૂક સમજાવી. તેમણે સૂચવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુતીય વીજભારિતકણ પ્રવેગથી ગતિ કરે છે ત્યારે વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્ર ઉત્પન્ન થાય છે અને પ્રસરે છે. આ ક્ષેત્રો તરંગના સ્વરૂપમાં પ્રસરણ પામે છે જેને વીજચુંબકીય તરંગો અથવા વીજચુંબકીય વિકિરણ કહે છે.

ન્યુટનના સમયમાં પ્રકાશ કણોનો બનેલો છે તેમ માનવામાં આવ્યું પરંતુ 19મી સદીમાં પ્રકાશનો તરંગ સ્વભાવ સાબિત થયો. વીજચુંબકીય તરંગો ઘણા પ્રકારના હોય છે.

વિકિરણનો દ્વૈત-સ્વભાવ

પ્રકાશના કણ સ્વભાવે વૈજ્ઞાનિકોને દ્વિધામાં મૂક્યા. એક બાજુ કાળા પદાર્થનું વિકિરણ અને ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર સંતોષકારક રીતે સમજાવી શકાય પરંતુ બીજી બાજુ પ્રકાશની જાણીતી અસરો જેવી કે વ્યતીકરણ અને વિવર્તનને સમજાવવામાં શક્તિમાન નથી. આ દ્વિધાનું નિરાકરણ કરવા માટે પ્રકાશ કણ અને તરંગ એમ બંને ગુણધર્મ ધરાવે છે અર્થાત્ પ્રકાશની દ્વૈત વર્તણૂક છે તેમ સ્વીકાર્યું પ્રયોગોને આધારે નક્કી થયું કે પ્રકાશ તરંગ તેમજ કણોના પુંજ તરીકે વર્તે છે.

દાખલો 2.4 : એક મોલ ફોટોન કે જેના વિકિરણની આવૃત્તિ 4×10^{14} Hz છે. તેની ઊર્જા ગણો.

ઉકેલ : એક ફોટોનની ઊર્જા નીચે મુજબ ગણી શકાય :

$$E = h\nu$$
$$h = 6.626 \times 10^{-34} Js$$
$$\nu = 4 \times 10^{14} s^{-1}$$
$$E = (6.626 \times 10^{-34} Js) \times (4 \times 10^{14} s^{-1})$$
$$\therefore E = 2.6496 \times 10^{-19} J$$

હવે 1 મોલ ફોટોનની ઊર્જા ($E_{mole} = NE$)

$$E = (2.6496 \times 10^{-19} J) \times (6.022 \times 10^{23} \text{મોલ}^{-1})$$
$$E = 159.0 \text{ કિજૂ મોલ}^{-1}$$

દાખલો 2.5 : 300 nm તરંગલંબાઈ ધરાવતાં વીજચુંબકીય વિકિરણો સોડિયમની સપાટી પર પડે છે ત્યારે 1.68×10^5 જૂલ મોલ$^{-1}$ ગતિઊર્જા ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉનનું ઉત્સર્જન થાય છે. સોડિયમમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટે લઘુતમ કેટલી ઊર્જાની જરૂર પડે ? ફોટો ઇલેક્ટ્રૉનને ઉત્સર્જિત થવા માટે મહત્તમ તરંગલંબાઈ કેટલી હશે ?

ઉકેલ : 300 nm તરંગલંબાઈ ધરાવતા ફોટોનની ઊર્જા E નીચે મુજબ થશે :

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6.626 \times 10^{-34} Js \times 3 \times 10^8 ms^{-1}}{300 \times 10^{-9} m}$$
$$E = 6.626 \times 10^{-19} J$$

એક મોલ ફોટોનની શક્તિ$= 6.626 \times 10^{-19} J \times 6.022 \times 10^{23} \text{મોલ}^{-1}$
$= 3.99 \times 10^5$ J મોલ$^{-1}$

હવે એક મોલ સોડિયમમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટેની લઘુતમ ઊર્જા $(3.99 - 1.68) \times 10^5$J મોલ$^{-1}$
$= 2.31 \times 10^5$ J મોલ$^{-1}$

એક ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા માટેની લઘુતમ ઊર્જા

$$E = \frac{2.31 \times 10^5 J}{6.022 \times 10^{23}} = 3.84 \times 10^{-19} J$$
$$\therefore \lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js} \times 3.0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{3.84 \times 10^{-19} \text{ J}}$$
$$\therefore \lambda = 517 \text{ nm}$$

λ નું આ મૂલ્ય દૃશ્યમાન રંગપટના લીલા રંગને સુસંગત છે.

2.8 દ બ્રોગ્લી સમીકરણ (de Broglie Equation)

1924 માં ફ્રેન્ચ ભૌતિક વૈજ્ઞાનિક દ બ્રોગ્લીએ સૂચવ્યું કે વિકિરણની માફક દ્રવ્ય પણ દ્વૈત વર્તણૂક ધરાવે છે. અર્થાત્ દ્રવ્ય અને વિકિરણ બંને કણ તેમજ તરંગની માફક વર્તે છે. તેઓ કણ તેમજ તરંગના ગુણધર્મો ધરાવે છે. આપણે જાણીએ છીએ કે, ફોટોન વેગમાન અને તરંગલંબાઈ ધરાવે છે. તેવી જ રીતે ઇલેક્ટ્રૉન પણ વેગમાન અને તરંગલંબાઈ ધરાવતું હોવું જોઈએ.

દ બ્રોગ્લીનું સમીકરણ

દ બ્રોગ્લીએ દ્રવ્યકણની તરંગલંબાઈ (λ) અને વેગમાન (p) વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવતું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે આપ્યું :

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \quad 2.6$$

જ્યાં h = પ્લાન્કનો અચળાંક
p = વેગમાન
m = કણનું દળ
v = કણનો વેગ

દ બ્રોગ્લીનો દ્વૈતવાદનો સિદ્ધાંત અથવા દ્વૈત-વર્તણૂક : આ સિદ્ધાંત પ્રાયોગિક રીતે પણ સાબિત થઈ શક્યો. ઇલેક્ટ્રૉન વિવર્તનની ઘટના દર્શાવે છે જે તરંગની લાક્ષણિકતા છે. ઇલેક્ટ્રૉન માઇક્રોસ્કૉપની રચના, ઇલેક્ટ્રૉનના તરંગ સ્વભાવ પર આધારિત છે જ્યારે સામાન્ય (સાદા) માઇક્રોસ્કૉપની રચના પ્રકાશની તરંગ પ્રકૃતિ પર આધારિત છે. ઇલેક્ટ્રૉન માઇક્રોસ્કોપની મદદથી લગભગ 15 મિલિયન ગણું આવર્ધન (magnification) દર્શાવી શકાય છે.

આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે ગતિશીલ પ્રત્યેક પદાર્થ, તરંગ પ્રકૃતિ ધરાવે છે. સ્થૂળ પદાર્થોની તરંગલંબાઈ એટલી ઓછી હોય છે કે તેઓની તરંગ પ્રકૃતિ નોંધી શકાતી નથી. ઇલેક્ટ્રૉન તથા અન્ય અપરમાણ્વિય સૂક્ષ્મ કણો (કે જેઓના દળ ખૂબ જ અલ્પ છે)ની તરંગલંબાઈ પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરી શકાય છે.

દાખલો 2.6 : 0.2 kg દળ ધરાવતો દડો કે જેનો વેગ $10\ ms^{-1}$ છે. તેની તરંગલંબાઈ શોધો.

ઉકેલ : દ-બ્રોગ્લીના સમીકરણ મુજબ

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} Js}{(0.2kg) \times (10ms^{-1})}$$

$$\lambda = 3.313 \times 10^{-34} m = 3.313 \times 10^{-25} nm$$

દાખલો 2.7 : $10^8\ cm\ s^{-1}$ થી ગતિ કરતાં ઇલેક્ટ્રૉનની સાથે સંકળાયેલ તરંગલંબાઈ λ ગણો.

ઉકેલ : દ-બ્રોગ્લીના સમીકરણ પ્રમાણે,

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \quad \text{હવે } h = 6.62 \times 10^{-34} Js$$

$$m = 9.1 \times 10^{-31} kg$$

$$v = 10^8 cm\ s^{-1} = 10^6 m\ s^{-1}$$

$$\therefore \lambda = \frac{6.62 \times 10^{-34} Js}{9.1 \times 10^{-31} kg.(10^6 ms^{-1})}$$

$$\lambda = 7.27 \times 10^{-10} m$$

$$\lambda = 0.727\ nm$$

2.9 હાઇઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત (Heisenberg's Uncertainty Principle)

દ્રવ્ય અને વિકિરણની દ્વૈત વર્તણૂકના પરિણામ સ્વરૂપે 1927માં જર્મન ભૌતિક વૈજ્ઞાનિક વર્નર હાઇઝનબર્ગે (Werner Heisenberg) અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત આપ્યો, જે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

ગતિ કરતાં સૂક્ષ્મ કણના સ્થાન અને વેગમાન બંને એક જ સમયે અને ચોક્કસ રીતે માપી શકાય નહિ.

એટલે કે ઇલેક્ટ્રૉન માઇક્રોસ્કૉપની મદદથી જ્યારે ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાન ચોક્કસ રીતે માપવાનો પ્રયત્ન કરવામાં આવે ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉન પર પડતા પ્રકાશના પુંજ (કે જે ઊર્જા ધરાવે છે અને ઇલેક્ટ્રૉન તેનું શોષણ કરે છે) ને કારણે તેનું વેગમાન બદલાય છે. અર્થાત્ વેગમાનના માપનમાં અનિશ્ચિતતા જોવા મળે છે. તેવી જ રીતે તેના વેગમાનના માપનનો ચોક્કસ પ્રયત્ન કરવામાં આવે તો સ્થાનમાં અનિશ્ચિતતા ઉદ્ભવે છે.

હાઇઝનબર્ગે, ગાણિતીય રીતે વેગમાનની અનિશ્ચિતતા (Δp) અને સ્થાનની અનિશ્ચિતતા (Δx) વચ્ચે નીચે મુજબ સંબંધ દર્શાવતું સમીકરણ આપ્યું :

$$\Delta x.\Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \qquad 2.7$$

જ્યાં, Δx = ઇલેક્ટ્રૉનના સ્થાનમાં ઉદ્ભવતી અનિશ્ચિતતા

Δp = ઇલેક્ટ્રૉનના વેગમાનમાં ઉદ્ભવતી અનિશ્ચિતતા

હવે વેગમાન $p = m \times v$ જ્યાં m = ઇલેક્ટ્રૉનનું દળ

v = ઇલેક્ટ્રૉનનો વેગ

વેગમાનની અનિશ્ચિતતા $\Delta p = m.\Delta v$

ઉપર્યુક્ત સમીકરણ નીચે મુજબ લખી શકાય :

$$\Delta x \cdot m\Delta v \geq \frac{h}{4\pi} \qquad 2.8$$

હાઇઝનબર્ગના અનિશ્ચિતતાના સિદ્ધાંતની અગત્ય ફક્ત ગતિશીલ સૂક્ષ્મ કણો માટે છે જ્યારે સ્થૂળ અથવા ભારે પદાર્થો માટે તેની કોઈ અગત્ય રહેતી નથી. નીચેના ઉદાહરણ પરથી તેની સમજૂતી સ્પષ્ટ કરી શકાય :

ધારો કે, હાઇઝનબર્ગનો આ સિદ્ધાંત (10^{-8} કિગ્રા) દળ ધરાવતા પદાર્થ માટે લાગુ પાડતાં,

$$\Delta v.\Delta x = \frac{h}{4\pi m}$$

$$\Delta v.\Delta x = \frac{6.62 \times 10^{-34} Js}{4 \times 3.141 \times 10^{-8} kg}$$

$$\Delta v \cdot \Delta x = 0.53 \times 10^{-26}\ m^2s^{-1}$$

આમ, $\Delta v \cdot \Delta x$ નું મૂલ્ય ખૂબ જ ઓછું છે અને તેથી તેની કોઈ અગત્ય નથી આથી આપણે કહી શકીએ કે જ્યારે કોઈ પણ પદાર્થ કે જેનું દળ મિલિગ્રામ જેટલું કે તેથી ઓછું કે વધારે હોય ત્યારે તેના વેગમાનની તથા સ્થાનમાં ઉદ્ભવતી અનિશ્ચિતતાનાં મૂલ્યો ભાગ્યે જ કોઈ પણ પ્રકારની અગત્ય ધરાવતા હોય છે.

હવે ઇલેક્ટ્રૉન જેવા કણો કે જેનું દળ 9.11×10^{-31} કિગ્રા છે. તેમાં $\Delta v \cdot \Delta x$ ના ગુણાકારનું મૂલ્ય વિશેષ છે તેથી આવા કણોમાં આ સિદ્ધાંતની અગત્ય જળવાય છે.

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} Js}{4 \times 3.141 \times 9.11 \times 10^{-31} kg}$$

$$\Delta v \cdot \Delta x = 10^{-4} m^2s^{-1}$$

આમ, હાઇઝનબર્ગના સ્થાન અને વેગમાનના અનિશ્ચિતતાના સિદ્ધાંતનું વિધેય બદલીને સંભાવના વિધેય ગણવામાં આવે છે, કે જે પરમાણુના ક્વૉન્ટમ યાંત્રિકી નમૂનામાં જોવા મળે છે.

દાખલો 2.8 : માઇક્રોસ્કૉપ વડે ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાન $1\ A^0$ અંતરે નોંધવામાં આવે છે. તો ઇલેક્ટ્રૉનના વેગમાં ઉદ્ભવતી અનિશ્ચિતતાનું મૂલ્ય ગણો.

ઉકેલ : હાઇઝનબર્ગના અનિશ્ચિતતાના નિયમ પ્રમાણે,

$$\Delta x \Delta p = \frac{h}{4\pi}$$

અથવા $\Delta x.m\Delta v = h/4\pi$

$$\therefore \Delta v = \frac{h}{4\pi m \Delta x}$$

$$\Delta v = \frac{6.626 \times 10^{-34} Js}{4 \times 3.14 \times 1 \times 10^{-10} m \times 9.11 \times 10^{-31} kg}$$

$$\Delta v = 5.79 \times 10^5 ms^{-1}$$

2.10 કક્ષા અને કક્ષકની સમજૂતી (Explanation of Orbit and Orbital)

પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસનો વર્તુળાકાર સમતલીય માર્ગ કે જેમાં ઇલેક્ટ્રૉન પરિભ્રમણ કરે છે તેને કક્ષા કહે છે. પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસનો અવકાશીય વિસ્તાર કે જ્યાં ઇલેક્ટ્રૉન મળી આવવાની સંભાવના વધુ હોય તેને કક્ષક કહે છે.

આમ, કક્ષક, ઇલેક્ટ્રૉન મળી આવવાની મહત્તમ સંભાવના દર્શાવે છે જ્યારે કક્ષા, ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાન, તેની ઊર્જા તથા પરમાણુના કેન્દ્રથી ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અંતર સૂચવે છે. જુદી જુદી કક્ષાઓને મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક n થી દર્શાવાય છે.

2.11 ક્વૉન્ટમ આંક (Quantum Numbers)

પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનનું સવિસ્તર વર્ણન કરવા માટે જુદા જુદા ક્વૉન્ટમ આંકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનના ઊર્જાસ્તર દર્શાવવા માટે ધન પૂર્ણાંક સંખ્યાનો ઉપયોગ કરાય છે જેને મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક n થી દર્શાવાય છે.

પરમાણુમાં ઘણીબધી કક્ષકો શક્ય હોય છે. આ કક્ષકોને તેઓનાં કદ, આકાર અને સ્થિતિસ્થાન(Orientation) પ્રમાણે અલગ વર્ગીકૃત કરી શકાય છે. દરેક કક્ષકને મુખ્ય ત્રણ ક્વૉન્ટમ આંક n, l અને m_l પરથી દર્શાવાય છે. આ ઉપરાંત, ઇલેક્ટ્રૉનની પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસનું કક્ષકીય પરિભ્રમણ તેમજ પોતાની અક્ષ પરના ધરા પરિભ્રમણને કારણે એક નવો ક્વૉન્ટમ આંક, s પણ દાખલ કરવામાં આવ્યો.

મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક (n) (Principal Quantum Number) : મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક, n, ધન પૂર્ણાંક સંખ્યા છે જેને 'n' થી દર્શાવાય છે. n નું મૂલ્ય 1,2,3 ... n હોઈ શકે. તે મુખ્યત્વે કક્ષાનું કદ તથા મહદંશે ઊર્જા નક્કી કરે છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુ તથા તેના જેવા સ્પીસિઝ (species) માટે કક્ષાનું કદ તથા ઊર્જા ફક્ત મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક 'n' પર આધારિત છે n ના મૂલ્યના વધવા સાથે માન્ય કક્ષકોની સંખ્યા વધતી જાય છે જેને n^2 થી દર્શાવાય છે. 'n' ના આપેલા મૂલ્ય માટેની પ્રત્યેક કક્ષકો, એક કોશ (shell) ની રચના કરે છે, જે નીચે પ્રમાણેના અક્ષરોથી દર્શાવી શકાય :

n =1	2	3	4	.....
કોશ = K	L	M	N	....

n ના મૂલ્યના વધારા સાથે કક્ષાની શક્તિ વધે છે.

કોણીય વેગમાન ક્વૉન્ટમ આંક 'l' (Angular Momentum Quantum Number) : કોણીય વેગમાનના ક્વૉન્ટમ આંક 'l' ને એઝિમ્યુથલ (Azimuthal) ક્વૉન્ટમ આંક અથવા ગૌણ ક્વૉન્ટમ આંક પણ કહે છે. તેની મદદથી કક્ષકોના સદિશ આકારો નક્કી કરી શકાય છે. n ના આપેલા મૂલ્ય માટે, l નું મૂલ્ય 0 થી n - 1 સુધીની મર્યાદામાં હોય છે. l ના મૂલ્ય માટે, l નાં શક્ય મૂલ્યો l = 0,1,2 .... (n - 1) થાય.

દા.ત., જો n = 1 હોય તો l નું મૂલ્ય (n – 1) = 1 – 1= 0 થાય.

n = 2 માટે l નું મૂલ્ય, 0 અને 1 થશે.

n = 3 માટે l નાં શક્ય મૂલ્યો 0, 1 અને 2 થશે.

દરેક કોશ એક અથવા વધુ પેટાકોશ અથવા પેટાસ્તરની રચના કરે છે. કોઈ પણ મુખ્ય કોશમાં રહેલા પેટાકોશના પ્રકારની સંખ્યા 'n' ના મૂલ્ય જેટલી હોય છે. દા.ત., n = 1 માટે પેટાકોશ એક જ મળે જે l = 0 છે. n = 2 માટે બે પેટાકોશ મળે જે l = 0,1 છે.

કોણીય વેગમાનને ક્વૉન્ટમ આંક, કક્ષકોના આકાર નક્કી કરે છે.

l નું મૂલ્ય	:	0	1	2	3	4	5. . . .
પેટાકોશની સંજ્ઞા	:	s	p	d	f	g	h. . . .

n અને l ના અનુરૂપ પેટાકોશ નીચેના કોષ્ટક 2.3માં દર્શાવેલા છે :

કોષ્ટક 2.3

n	l	પેટાકોશની સંજ્ઞા
1	0	1s
2	0	2s
2	1	2p
3	0	3s
3	1	3p
3	2	3d
4	0	4s
4	1	4p
4	2	4d
4	3	4f

ચુંબકીય ક્વૉન્ટમ આંક m_l (Magnetic Quantum Number) : કોઈ પણ વીજભારિતકણ (ઇલેક્ટ્રૉન જેવા) જ્યારે ગતિમાં હોય છે ત્યારે ચુંબકીયક્ષેત્ર ઉત્પન્ન કરે છે, જે તેની કક્ષકીય ગતિને આભારી છે. ચુંબકીયક્ષેત્રનું મૂલ્ય, ચુંબકીય ક્વૉન્ટમ આંક (m_l) થી દર્શાવવામાં આવે છે. ચુંબકીય ક્વૉન્ટમ આંક, ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં અવકાશમાં કક્ષકોનું સ્થિતિસ્થાન દર્શાવે છે. (m_l)નાં આપેલાં મૂલ્યો માટે (m_l) નાં મૂલ્યો વિશિષ્ટ કક્ષકોનો નિર્દેશ કરે છે અર્થાત્ (m_l)નાં મૂલ્યો, (l) પર આધારિત છે, જેને નીચેના સંબંધથી દર્શાવી શકાય :

(m_l = – l, 0, + l . . . (અર્થાત્ 2 l + 1)

દા.ત., l = 0 (s-કક્ષક)

l = 1 m_l = – 1, 0, + 1, (p-કક્ષક)

l = 2 m_l = – 2, – 1, 0 +1, +2 (d-કક્ષક)

l = 3 m_l = – 3, – 2, – 1, 0, +1, +2, +3 (f-કક્ષક)

સ્પિન ક્વૉન્ટમ આંક 's' (Spin Quantum Number) : ઉપર દર્શાવેલા ત્રણ ક્વૉન્ટમ આંક, n, l અને m_l એક કરતાં વધુ ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતા પરમાણુ/આયનના રેખા વર્ણપટ (line spectrum) સમજાવવા માટે પૂરતા નથી. અર્થાત્ ડબ્લેટ, ટ્રિપ્લેટ વગેરેમાં મળતી વર્ણપટની રેખાઓની સમજૂતી પ્રાપ્ત થતી નથી.

1925 માં જ્યોર્જ ઉહ્‌લનબેક (George Uhlenbeck) અને સેમ્યુઅલ ગાઉડસ્મિટ્ (Samuel Goudsmit) ચોથો ક્વૉન્ટમ આંક રજૂ કર્યો, જેને ભ્રમણ અથવા સ્પિન ક્વૉન્ટમ 's' કહે છે.

ઇલેક્ટ્રૉન બે પ્રકારની ગતિ ધરાવે છે : (i) કક્ષકીય ગતિ જેમાં ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રની દૂર પોતાની કોઈ ચોક્કસ કક્ષામાં ભ્રમણ કરે છે. (ii) અક્ષીય ગતિ કે જેમાં ઇલેક્ટ્રૉન પોતાની અક્ષ અથવા ધરીની આસપાસ પરિભ્રમણ કરે છે. પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસના ઇલેક્ટ્રૉનની ગતિને કક્ષકીય ગતિ કહે છે. પરંતુ પોતાની ધરીની આસપાસની ગતિને અક્ષીય ગતિ કહે છે. ઇલેક્ટ્રૉન પોતાની ધરીની આસપાસ, ઘડિયાળના કાંટાની દિશામાં અથવા તેનાથી વિરુદ્ધ દિશામાં ગતિ કરે છે. આથી ભ્રમણ ક્વૉન્ટમ આંક 's' નું મૂલ્ય + 1/2 અથવા − 1/2 લેવામાં આવે છે.

દાખલો 2.9 : n = 3 મૂલ્યવાળા મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક સાથે સંકળાયેલી કક્ષકોની સંખ્યા શોધો.

ઉકેલ : n = 3 ના મૂલ્ય માટે l નાં શક્ય મૂલ્યો 0, 1 અને 2 છે. તેથી તેમાં એક 3s કક્ષક (n = 3, l = 0, m_l = 0), ત્રણ 3p કક્ષકો (n = 3, l = 1, અને m_l = −1, 0, +1) પાંચ 3d કક્ષકો (n = 3, l = 2, m_l = −2, −1, 0, +1, +2) છે. આમ, કુલ કક્ષકોની સંખ્યા (1 + 3 + 5 = 9) છે.

દાખલો 2.10 : s, p, d અને f કક્ષકોનો ઉપયોગ કરી નીચે આપેલા ક્વૉન્ટમ આંક્નો ઉપયોગ કરી કક્ષકો તારવો :

(a)	n = 2	l = 1
(b)	n = 4	l = 3
(c)	n = 5	l = 0
(d)	n = 3	l = 2

ઉકેલ :

	n	l	કક્ષકો
(a)	2	1	2p
(b)	4	3	4f
(c)	5	0	5s
(d)	3	2	3d

2.12 s, p અને d કક્ષકોના આકાર (Shapes of s, p and d Orbitals)

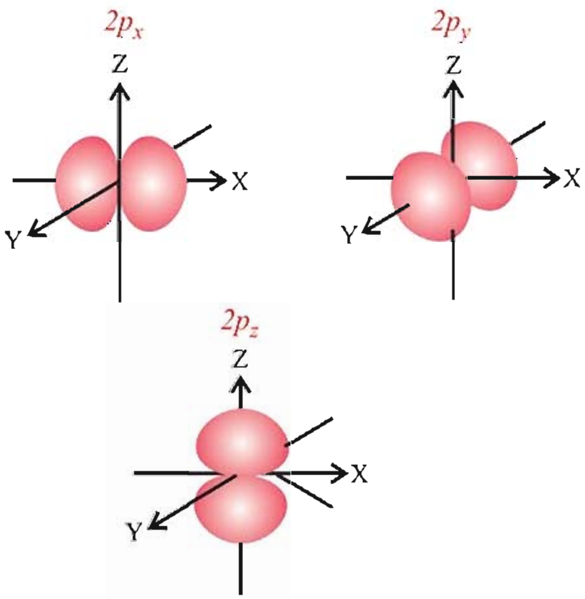
ઈ.સ.1926 માં શ્રોડિન્જરે(Schrodinger)કેન્દ્રની આસપાસ ગતિ કરતા ઇલેક્ટ્રૉનની શક્તિ માટેનું સમીકરણ તારવ્યું, જે 'શ્રોડિન્જર તરંગ સમીકરણ' તરીકે ઓળખાય છે. આ સમીકરણ નીચે મુજબ છે :

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\psi=0$$

ઉપરના સમીકરણમાં x, y, z પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાન દર્શાવતા કાર્ટેઝિયન નિર્દેશાંક છે. m = ઇલેક્ટ્રૉનનું દળ, E = ઇલેક્ટ્રૉન-પ્રોટોન પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા, V = સ્થિતિજ ઊર્જા, h = પ્લાન્ક અચળાંક, ψ = તરંગવિધેય તરીકે ઓળખાય છે. જે સામાન્ય તરંગના કંપવિસ્તાર સાથે સમાનતા ધરાવે છે. ઇલેક્ટ્રૉનના કક્ષકીય તરંગવિધેય ψ નું કોઈ ભૌતિક અર્થઘટન નથી. તે ફક્ત ઇલેક્ટ્રૉન યામ માટેનું ગાણિતિક વિધેય છે.

s-કક્ષક સંમિતીય રીતે ગોળાકાર હોવાથી, 's' કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉન શોધવાની શક્યતા પણ સંમિતીય હોય છે. l=0 મૂલ્ય ધરાવતા બધા જ શક્તિ-સ્તરોમાં એક ગોળાકાર કક્ષક હોય છે, જેને ns સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે.

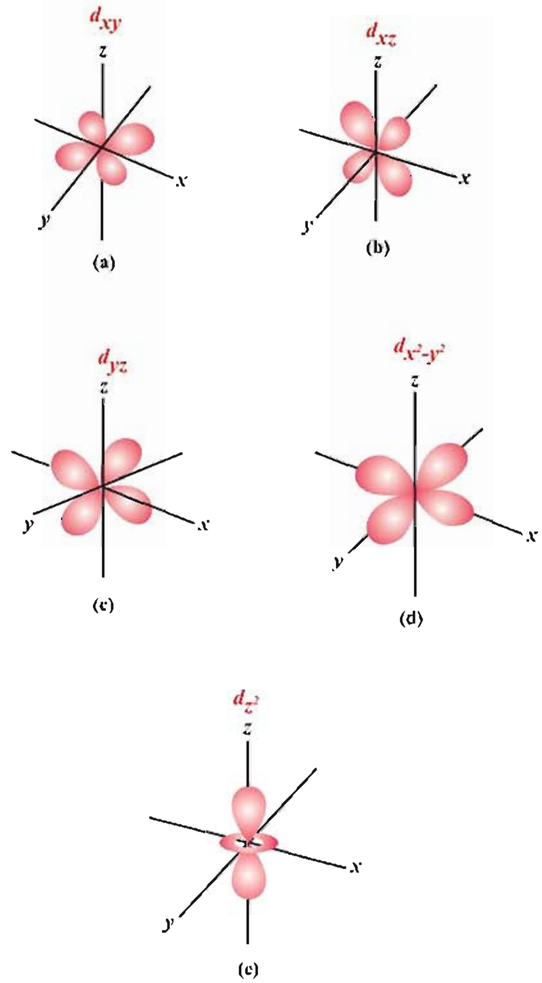
કક્ષકની એવી સપાટી કે જ્યાં સંભાવના વિધેયનું મૂલ્ય ઘટીને શૂન્ય થાય.(અર્થાત્ ઇલેક્ટ્રૉન મળવાની સંભાવના શૂન્ય થાય.) તેવી સપાટીને 'નોડલ સમતલ' અથવા 'નોડ' કહે છે. ns કક્ષકમાં (n-1) નોડની સંખ્યા દર્શાવે છે. દા.ત. 1s કક્ષકમાં નોડ 0 અને 2s કક્ષકમાં નોડ 1 છે. જે (n-1) ના આધારે છે. p કક્ષક l = 1 માટે સપાટી વિસ્તાર (Boundary Surface) ગોળાકાર જોવા મળતો નથી પણ ડમ્બેલ(Dumbell) આકારમાં જોવા મળે છે. પ્રત્યેક p-કક્ષકીય બે વિભાગનો બનેલો છે. જેને (Lobe) દડા તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. જે કેન્દ્રમાંથી પસાર થતાં સમતલની કોઈ પણ બાજુએ હોય છે. જે બિંદુએ બે દડા એકબીજાને મળે ત્યાં સંભાવના વિધેય શૂન્ય હોય છે. ત્રણ કક્ષકોના કદ, આકાર અને શક્તિ સમાન હોય છે. તેઓ ફક્ત તેઓની દિશામાં જુદા પડે છે. દડા, x, y અથવા z જે યામ પર પડતા હોય તેને આધારે તેઓનાં નામ p_x, p_y અને p_z આપવામાં આવે છે. m_l કિંમતો −1, 0 અને +1 લેવાય છે.



ત્રણ 2p કક્ષકોની સપાટીની હદ માટેનો આરેખ

આકૃતિ 2.6

$l = 2$ માટે પ્રાપ્ત થતી કક્ષકને d કક્ષક કહે છે. જેમાં n નું લઘુતમ મૂલ્ય 3 છે. અર્થાત્ n = 3 તેમાં સમાન ઊર્જાવાળી પાંચ કક્ષકો છે જેને 'ડીજનરેટ કક્ષકો' (degenerate orbitals) પણ કહે છે. તેઓનાં નામ d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, $d_{x^2-y^2}$ અને d_{z^2} છે. d કક્ષકો માટેની સપાટીના વિસ્તારનો આરેખ નીચે મુજબ છે :



3-d કક્ષકના પાંચ પેટાકક્ષકોની સપાટીની હદનો આરેખ

આકૃતિ 2.7

2.13 કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી માટેના નિયમો (Rules for the Arrangement of Electrons in Orbitals)

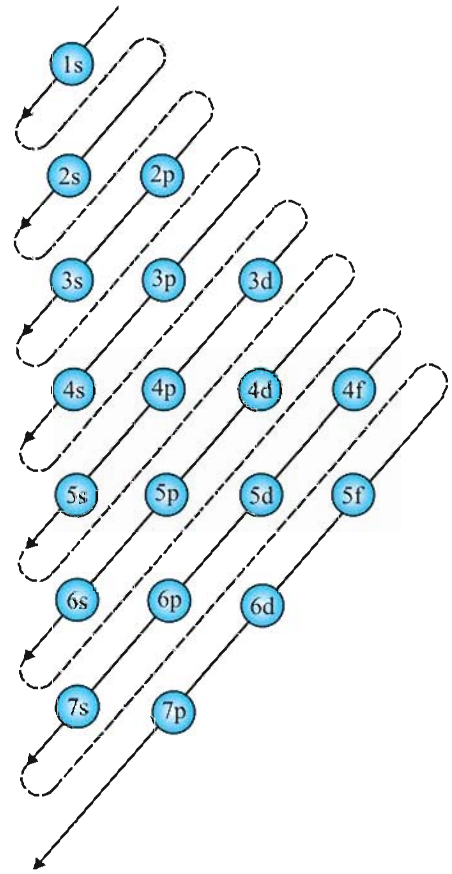
કોઈ પણ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યાને આધારે કોઈ ચોક્કસ પ્રકારની ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવણી જોવા મળે છે. પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની જુદી જુદી કક્ષકોમાં કેટલાક નિયમોને આધીન રહીને જે ગોઠવણી કરાય તેને ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના કહે છે. કોઈ પણ પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના મુખ્યત્વે ત્રણ નિયમોને આધીન છે :

(i) આઉફબાઉ સિદ્ધાંત (Aufbau Principle)

(ii) પૌલીનો નિષેધનો સિદ્ધાંત (Pauli's Exclusion Principle)

(iii) હૂંડનો મહત્તમ ભ્રમણનો નિયમ (Hund's Rule of Maximum Multiplicity)

(i) આઉફબાઉ નિયમ : જર્મન ભાષામાં આઉફબાઉ શબ્દનો અર્થ ગોઠવણી અથવા રચના તેવો થાય છે. આપણે, આઉફબાઉના શબ્દનો અર્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જાના આધારે, જુદી જુદી કક્ષકોમાંની ગોઠવણી તેવો કરીશું. આ નિયમ પ્રમાણે પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન સૌપ્રથમ ન્યૂનતમ ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં દાખલ થાય છે. આ સૌથી ઓછી ઊર્જાવાળી કક્ષક જ્યારે પૂર્ણ ભરાઈ જાય ત્યાર બાદ જે ઇલેક્ટ્રૉન તેનાથી વધુ ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં દાખલ થાય છે અને તે જ રીતે અન્ય કક્ષકોમાં ઊર્જાના આધારે ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવાય છે. આથી, જુદી જુદી કક્ષકોના ઊર્જાનો ક્રમ જાણવો જરૂરી છે, જે નીચેની આકૃતિમાં દર્શાવેલ છે :



કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણીનો ક્રમ

આકૃતિ 2.8

હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેના કક્ષકોની ઊર્જાનો ક્રમ નીચે પ્રમાણે છે :

$(1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f$ .....

પરંતુ હાઇડ્રોજન પરમાણુ સિવાયના (એક કરતાં વધુ ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતા) પરમાણુ માટે, કક્ષકોની ઊર્જાનો ક્રમ નીચે પ્રમાણે છે :

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$ .....

પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉનની કક્ષકોમાં ગોઠવણી $(n+l)$ નિયમના આધારે થાય છે, જ્યારે જુદીજુદી કક્ષકોના $(n+l)$ નું મૂલ્ય સરખું હોય ત્યારે જે કક્ષકમાં n નું મૂલ્ય વધારે હોય તેની ઊર્જા વધારે હોય છે. જે નીચેના કોષ્ટક 2.4માં દર્શાવેલ છે :

કોષ્ટક 2.4 : (n + l) ના નિયમ મુજબ, કક્ષકોની વધતી ઊર્જાના ક્રમમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી

કક્ષક	nનું મૂલ્ય	lનું મૂલ્ય	(n+l)નું મૂલ્ય	
1s	1	0	1+0=1	
2s	2	0	2+0=2	
2p	2	1	2+1=3	2p (n=2) ની 3s કરતાં ઓછી ઊર્જા
3s	3	0	3+0=3	3s(n=3)
3p	3	1	3+1=4	3p (n=3) ની 4s કરતાં ઓછી ઊર્જા
4s	4	0	4+0=4	4s (n=4)
3d	3	2	3+2=5	3d (n=3)ની 4p કરતાં ઓછી ઊર્જા
4p	4	1	4+1=5	4p (n=4)

(ii) પૌલીનો નિષેધનો નિયમ (Pauli's Exclusion Principle) : જુદી જુદી પરમાણ્વિય કક્ષકોમાં કેટલી સંખ્યામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી કરવી તે પૌલીના નિષેધના નિયમ પરથી નક્કી કરી શકાય છે. આ નિયમ મુજબ એક જ પરમાણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા બે ઇલેક્ટ્રૉનના ચારેય ક્વૉન્ટમ આંક સરખા હોઈ શકે નહિ. આ નિયમને બીજી રીતે પણ રજૂ કરી શકાય.

કોઈ પણ કક્ષકમાં વધુમાં વધુ બે ઇલેક્ટ્રૉન તેઓના ભ્રમણની દિશા એકબીજાથી વિરુદ્ધ રાખીને ગોઠવી શકાય. આ નિયમની મદદથી કોઈ પણ પેટાકક્ષકમાં મહત્તમ કેટલા ઇલેક્ટ્રૉન સમાવવાની ક્ષમતા છે તે જાણી શકાય છે. દા.ત, s-કક્ષકમાં ફક્ત એક જ પેટાકક્ષક હોવાથી તેમાં વધુમાં વધુ બે જ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવી શકાય. p-કક્ષકમાં ત્રણ પેટાકક્ષકો હોવાથી મહત્તમ છ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવી શકાય. તેવી જ રીતે d-કક્ષકોમાં પાંચ પેટાકક્ષક હોવાથી કુલ દસ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવી શકાય અને f -કક્ષકમાં સાત પેટાકક્ષક હોવાથી કુલ ચૌદ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવી શકાય.

નીચેના કોષ્ટકમાંથી ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી જાણી શકાય.

મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક(n)	કક્ષાની સંજ્ઞા	કક્ષામાં રહેલી કક્ષકો				કક્ષકોની સંખ્યા(n^2)	કુલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા($2n^2$)
		s	p	d	f		
1	K	1		-	-	1	2
2	L	1	3	-	-	4	8
3	M	1	3	5	-	9	18
4	N	1	3	5	7	16	32

(iii) હૂંડનો મહત્તમ ભ્રમણનો (ગુણકતા) નિયમ (Hund's Rule of Maximum Spin Mulitiplicity): આ નિયમ કોઈ પણ કક્ષકની સમાન ઊર્જાવાળી પેટાકક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી સૂચવે છે. એક કક્ષકના સમાન ઊર્જાવાળી પેટાકક્ષકોને 'ડીજનરેટ' (degenrate) કક્ષક કહે છે. દા.ત., p-કક્ષકમાં સમાન ઊર્જાવાળી ત્રણ પેટાકોશ છે. p_x, p_y અને p_z. આ નિયમ પ્રમાણે ઇલેક્ટ્રૉન જ્યારે સમાન ઊર્જાવાળી પેટાકક્ષકોમાં દાખલ થાય છે. ત્યારે એવી રીતે ગોઠવાય છે કે તેઓના સ્પિનની દિશા એકબીજાને સમાંતર રહે અથવા સ્પિન ક્વૉન્ટમ આંકનું મૂલ્ય મહત્તમ રહે. હવે જ્યારે બધી જ પેટાકક્ષકોમાં એક-એક ઇલેક્ટ્રૉન સમાંતર સ્પિનથી ગોઠવાઈ જાય અને અર્ધપૂર્ણ પેટાકોશની રચના પ્રાપ્ત થાય ત્યાર બાદ ઇલેક્ટ્રૉનનું યુગ્મીકરણ શરૂ થાય છે. કોષ્ટક 2.5 ઉપરથી હૂંડના મહત્તમ ભ્રમણના નિયમને સારી રીતે સમજી શકાય.

કોષ્ટક 2.5

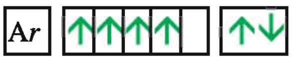
પરમાણ્વીય ક્રમાંક	તત્ત્વ	ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના				
		1s	2s	$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$
5	બોરોન	↑↓	↑↓	↓		
6	કાર્બન	↑↓	↑↓	↑	↑	
7	નાઇટ્રોજન	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
8	ઑક્સિજન	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
9	ફ્લોરિન	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
10	નિયોન	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

2.14 અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી અને પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષકની સ્થાયીતા (Stability of Half Filled and Completely Filled Orbitals)

કોઈ પણ તત્ત્વની ધરા સ્થિતિમાં દર્શાવેલ ઇલેક્ટ્રૉન રચના હંમેશાં તેની ન્યૂનતમ ઊર્જાને અનુરૂપ હોય છે. તત્ત્વના પરમાણુઓમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી, આગળ અભ્યાસ કર્યા મુજબના ત્રણ નિયમોનું ચુસ્તપણે પાલન કરે છે. આમ છતાં પણ

કેટલાક કિસ્સાઓ જેવા કે ક્રોમિયમ અને કૉપર કે જ્યાં બે કક્ષકો 3d અને 4s વચ્ચેનો ઊર્જાનો તફાવત ઓછો હોય તેમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઓછી ઊર્જાવાળી 4s કક્ષકમાંથી ઊંચી ઊર્જાવાળી 3d કક્ષકમાં જાય છે. જેને પરિણામે ઊંચી ઊર્જાવાળી બધી જ પેટાકક્ષકો અર્ધપૂર્ણ અથવા પૂર્ણ પેટા કક્ષકોની રચના પ્રાપ્ત કરે છે અને મહત્તમ સ્થાયીતા ધારણ કરે છે. આ જ કારણસર ક્રોમિયમનું ઇલેક્ટ્રૉન બંધારણ (Ar) $3d^4 4s^2$ બદલે (Ar) $3d^5 4s^1$ થાય છે અને કૉપરનું બંધારણ (Ar) $3d^9 4s^2$ ને બદલે (Ar)$3d^{10} 4s^1$ થાય છે. આવાં બંધારણ પ્રાપ્ત કરવાથી તેમાં વધારાની સ્થાયીતા ઉમેરાય છે.

$_{24}Cr$= (Ar) $3d^4$ $4s^2$



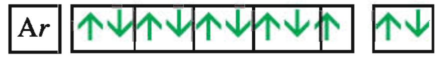
(સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉન રચના)

$_{24}Cr$ = (Ar) $3d^5$ $4s^1$

અર્ધપૂર્ણ પેટાકોશની રચનાને કારણે પ્રાપ્તથતી વધારે સ્થાયી રચના.

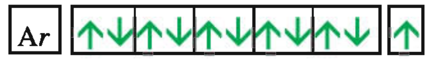
તેવી જ રીતે, કૉપરની વધારે સ્થાયી રચના નીચે મુજબ છે :

$_{29}Cu$= (Ar) $3d^9$ $4s^2$



સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉન રચના

$_{29}Cu$ = (Ar) $3d^{10}$ $4s^1$



પૂર્ણ પેટાકોશની રચનાને કારણે પ્રાપ્ત થતી વધુ સ્થાયી રચના. આ પ્રકારની વિસંગતતાનો આગળ ઉપર અભ્યાસ કરીશું.

સારાંશ

પરમાણુઓ તત્ત્વના બંધારણીય ઘટક એકમો છે. તેઓ તત્ત્વના રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા સૌથી નાના ઘટકો છે. 1808માં ડાલ્ટને પરમાણુ અવિભાજ્ય છે, તેવો વાદ રજૂ કર્યો ત્યાર બાદ પરમાણુનું વિભાજન પ્રોટોન, ન્યુટ્રૉન અને ઇલેક્ટ્રૉન જેવા ત્રણ મૂળભૂત કણોમાં થઈ શકે છે તેમ શોધાયું.

1898માં થોમસને પરમાણ્વિય નમૂનો રજૂ કર્યો. તેઓના મત મુજબ પરમાણુનો ધનવીજભાર (પ્રોટોન) અને ઋણવીજભાર પરમાણુની સપાટી ઉપર એક સમાન રીતે વહેંચાયેલા હોય છે. સમસ્થાનિકો, સમભારિકો વગેરેનો ખ્યાલ આપવામાં આવ્યો. પરંતુ ત્યાર બાદ, રુથરફોર્ડના α – કણ પ્રકીર્ણનના પ્રયોગથી સાબિત થયું કે પરમાણુ ધનવીજભારિત સૂક્ષ્મ કેન્દ્ર ધરાવે છે. અર્થાત્ પરમાણુના કેન્દ્રમાં ધનવીજભારિત પ્રોટોન રહેલા છે. જ્યારે ઋણવીજભારિત ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસ ગોઠવાયેલા છે.

પરંતુ થોમસન નમૂનાની મર્યાદાઓ, રુથરફોર્ડના α – કણ પ્રકીર્ણનના પ્રયોગથી છતી થઈ અને તેથી થોમસનનો પરમાણુ નમૂનો પડતો મૂકવામાં આવ્યો. રુથરફોર્ડનો નમૂનો કંઈક અંશે સ્વીકાર્ય બન્યો પરંતુ પ્રકાશના વિકિરણની કેટલીક પ્રાયોગિક ઘટનાઓ સમજાવવા માટે, વૈજ્ઞાનિક બોહ્‌રે આધુનિક પરમાણુનો નમૂનો આપ્યો. તેના મત મુજબ પરમાણુનું સમગ્ર દળ તેના કેન્દ્રમાં છે. અર્થાત્ પ્રોટોન અને ન્યુટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રમાં છે જ્યારે નહિવત્ દળ ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉન પરમાણુના કેન્દ્રની આસપાસ કોઈ ચોક્કસ માર્ગ (કક્ષા)માં વર્તુળાકાર ગતિ કરતાં હોય છે. બોહ્‌રના મત મુજબ જ્યાં સુધી ઇલેક્ટ્રૉન કોઈ એક ચોક્કસ કક્ષામાં હોય ત્યાં સુધી ઊર્જા અચળ રહે છે. આવી સ્થિતિઓને સ્થાયી અવસ્થા કહે છે.

ઇલેક્ટ્રૉન એક સ્થાયી અવસ્થામાંથી અન્ય સ્થાયી અથવા સ્થિર અવસ્થામાં જાય તો શક્તિનું શોષણ અથવા ઉત્સર્જન કરીને જઈ શકે છે. પરિણામે વર્ણપટ પ્રાપ્ત થાય છે. હાઇડ્રોજન વર્ણપટમાં અલગ અલગ રેખાઓની પ્રાપ્તિ થાય છે.

બોહ્‌રના પરમાણુ નમૂનાની પણ કેટલીક ખામીઓ હતી. ત્યાર બાદ, પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી-ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના માટેના નિયમો આપવામાં આવ્યા જેને આધારે પરમાણુના કક્ષકોની શક્તિ, આકાર, કક્ષકના પેટાકોશમાં (પેટાકક્ષક) તથા ઇલેક્ટ્રૉનના પોતાની અથવા આસપાસ ભ્રમણ કરતાં ઇલેક્ટ્રૉનની સ્થિતિ દર્શાવવામાં આવી.

આમ, સમગ્ર રીતે પરમાણુના મૂળભૂત ઘટકોની શોધ. પરમાણુના નમૂનાના અલગ અલગ સિદ્ધાંતો તથા તેની ખામીઓ, તેમાં સુધારાવધારા કરી, પરમાણુનું અંતિમ મૉડેલ આપવામાં આવ્યું. કક્ષા અને કક્ષકોની સમજૂતી તથા પરમાણુ કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણીનો અભ્યાસ કરવામાં આવ્યો.

ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાન અને વેગમાન એકસાથે અને ચોકસાઈપૂર્વક માપી શકાય નહી. હાઇઝનબર્ગે અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત અને દ્ બ્રોગ્લીએ કણતરંગનો દ્વૈતવાદ સિદ્ધાંત આપ્યો, પણ આ પહેલા ક્વૉન્ટમ્ યાંત્રિકોએ ક્વૉન્ટીકૃત ઊર્જા વિષેનો ખ્યાલ તથા ચાર ક્વૉન્ટમઆંક અને n, l, m અને s પણ દર્શાવ્યા. તેમાંના દરેકને પોતાની અગત્ય છે અને તેના દ્વારા કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણીની સમજ આપી છે. ત્રણ નિયમો : આઉફબાઉનો સિધ્ધાંત, પૌલીનો નિષેધ સિધ્ધાંત અને હુંડનો મહત્તમ ગુણકતાનો નિયમ, તત્ત્વના ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી (સંરચના) લખવામાં મદદરૂપ થયા. હુંડના નિયમથી અર્ધભરાયેલ પેટા કોષો અને પૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોષોની સ્થાયીતા પણ સમજાવી શકાય.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલ બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) A^+ આયનમાં 11 પ્રોટોન છે તેમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા

(A) 11 (B) 12

(C) 10 (D) 9

(2) Na^+ આયનનું સાચું ઇલેક્ટ્રૉનીય બંધારણ કયું છે ?

(A) [Ne] (B) [Ne] $3s^1$

(C) [Ne] $1s^2 2s^2 2p^5$ (D) [Ar]

(3) ઇલેક્ટ્રૉન મળવાની શક્યતા ક્યાં શૂન્ય હોય છે ?

(A) નોડ (B) કેન્દ્રની નજીક

(C) કક્ષા (D) ઍન્ટિનોડ

(4) પરમાણુના કેન્દ્રમાં ધનવીજભાર છે તે નીચેના પૈકી શેનાથી નક્કી થયું ?

(A) થોમસનનો પરમાણ્વિય નમૂનો (B) બોહ્રનો પરમાણ્વિય નમૂનો

(C) દ બ્રોગ્લીનો સિદ્ધાંત (D) $\alpha-$ કણ પ્રકીર્ણનનો પ્રયોગ

(5) નીચેના પૈકી ક્રોમિયમ તત્ત્વનું સ્વીકાર્ય ઇલેક્ટ્રૉન બંધારણ કયું છે ?

(A) $[Ar]3d^5 4s^1$ (B) $[Ar]4d^2 4p^4$

(C) $[Ar]3d^4 4s^2$ (D) $[Ar]4s^1 4p^5$

(6) નીચેના પૈકી પરમાણુ કક્ષકોની શક્તિ-સપાટીનો સાચો ક્રમ કયો છે ?

(A) $1s < 2s < 2p < 3s < 3p$ (B) $1s < 2p < 3s < 3p < 2s$

(C) $3p < 3s < 2p < 2s < 4s$ (D) $1s < 2p < 3s < 2p < 3p$

(7) દ-બ્રોગ્લી સિદ્ધાંત મુજબ, ગતિશીલ કણના વેગમાન અને તેની તરંગલંબાઈ વચ્ચે નીચેના પૈકી કયો સંબંધ છે ?

(A) વ્યસ્ત પ્રમાણ (B) વર્ગમૂળના પ્રમાણમાં

(C) સમપ્રમાણ (D) કોઈ સંબંધ નથી.

(8) નીચેના પૈકી કયું સૂત્ર એક આઇન્સ્ટાઇન માટે સાચું છે ?

(A) $\frac{Nc}{\lambda}$ (B) $\frac{hc}{\lambda}$

(C) $\frac{Nhc}{\lambda}$ (D) $\frac{Nh}{\lambda c}$

(9) નીચેનામાંથી કઈ જોડ સાચી છે ?

(a) આઉફબાઉ સિદ્ધાંત (1) mvr

(b) કોણીય વેગમાન (2) કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉનની દિશા

(c) હૂંડનો નિયમ (3) કક્ષકોની શક્તિનો ક્રમ

(A) $b \rightarrow 1$ (B) $a \rightarrow 1$ (C) $c \rightarrow 1$ (D) $b \rightarrow 3$

(10) નીચેના પૈકી કયું ઇલેક્ટ્રૉનીય બંધારણ શક્ય નથી ?

(A) $2p^6$ (B) $3s^1$

(C) $2p^5$ (D) $3f^{12}$

(11) પરમાણ્વિય દળ, નીચેના પૈકી કયા સમીકરણથી જાણી શકાય છે ?

(A) Z + n (B) $n + e^-$

(C) $Z + e^-$ (D) Z + N

(12) 3s કક્ષકમાં 'નોડ'ની સંખ્યા કેટલી ?

(A) 3 (B) 2

(C) 1 (D) શૂન્ય

(13) નાઇટ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુની સ્પિનગુણકનું મૂલ્ય કેટલું હશે ?

(A) 4 (B) 3

(C) 2 (D) 1.5

(14) n = 4 મૂલ્ય માટે કેટલા પેટાકોશ સંકળાયેલ છે ?

(A) 16 (B) 15

(C) 8 (D) 18

(15) ફૉસ્ફરસના ઇલેક્ટ્રૉન બંધારણમાં નીચેના પૈકી કેટલા અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન રહેલા હશે ?

(A) 5 (B) 3

(C) 2 (D) 1

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) કક્ષા અને કક્ષકનો તફાવત સમજાવો.

(2) દ બ્રોગ્લીના નિયમનું વિધાન જણાવો.

(3) α – કણ પ્રકીર્ણનના પ્રયોગ પરથી પ્રાપ્ત થતું અનુમાન વર્ણવો.

(4) બોહ્રના પરમાણ્વિય નમૂનાની ખામીઓ જણાવો.

(5) પરમાણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જા-સપાટીનો ક્રમ દર્શાવો.

(6) ક્રોમિયમ અને કૉપરની ઇલેક્ટ્રૉન રચનામાં ઉદ્ભવતી અનિયમિતતાઓ દર્શાવો.

(7) ક્વૉન્ટમ આંકની અગત્ય સમજાવો.

(8) p અને d કક્ષકોના આકાર દર્શાવો.

(9) નોડલ સપાટી કોને કહે છે ?

(10) પરમાણુની ધરાસ્થિતિ અને ઉત્તેજિત અવસ્થા સમજાવો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) શોષણ અને ઉત્સર્જન વર્ણપટ સમજાવો.

(2) હાઇડ્રોજન પરમાણ્વિય વર્ણપટમાં ઉદ્ભવતી વર્ણપટની રેખાઓ દર્શાવો.

(3) ફોટોન એટલે શું ? ફોટોનની શક્તિ માટેનું સમીકરણ દર્શાવો.

(4) ચુંબકીય ક્વૉન્ટમ આંકની સમજૂતી આપો.

(5) આઉફબાઉના નિયમની સમજૂતી આપો.

(6) p અને d - કક્ષકોના આકાર દોરી તેના કોણીય વેગમાન ક્વૉન્ટમ આંક l નાં મૂલ્યો લખો.

(7) સ્પિન ક્વૉન્ટમ આંક શા માટે દાખલ કરવામાં આવ્યો ?

(8) હાઇઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત સમજાવો.

(9) થોમસનના પરમાણુ નમૂનાનો ટૂંકમાં અહેવાલ આપો.

(10) પ્રોટોન, ઇલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉનનું પરમાણ્વિય રચનામાં સ્થાન દર્શાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર લખો :

(1) યોગ્ય ઉદાહરણ સાથે પૌલીનો નિષેધનો નિયમ સમજાવો.

(2) હાઇડ્રોજન વર્ણપટની ટૂંકમાં સમજ આપો.

(3) નીચેનાં ઘટકોમાં પ્રોટોન, ઇલેક્ટ્રૉન અને ન્યુટ્રૉનની સંખ્યા ગણો :

$^{32}_{16}S^{2-}$; $^{23}_{11}Na^{+}$

(4) સમસ્થાનિકો, સમભારિકો અને આઇસોટોનની સમજૂતી આપો.

(5) પીળા રંગના વિકિરણ કે જેની તરંગલંબાઈ 5800 Å છે તેની તરંગ-આવૃત્તિ શોધો.

(6) 3.6 Å તરંગલંબાઈ ધરાવતા ફોટોનનું દળ શોધો.

(7) n = 3 ક્વૉન્ટમ-આંક સાથે સંકળાયેલી કુલ કક્ષકો કઈ કઈ છે અને તેમાં કુલ કેટલા ઇલેક્ટ્રૉન સમાવી શકાય ?

(8) અર્ધપૂર્ણ અને પૂર્ણ પેટાકક્ષકોની સ્થાયીતા યોગ્ય ઉદાહરણ સહિત સમજાવો.

(9) વિકિરણની આવૃત્તિ માટેનું રિટ્ઝનું સમીકરણ લખી તેમાં ભાગ લેતા દરેક પદની સમજૂતી આપો.

(10) $2.05 \times 10^{-7}\,ms^{-1}$ સાથે ગતિ ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉનની તરંગલંબાઈ શોધો.

•

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 ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક

3.7 ઇલેક્ટ્રૉનીય 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 આવર્તીવલણ

3.8.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તીવલણ

3.8.1.1 પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા

3.8.1.2 આયનીય ત્રિજ્યા

3.8.1.3 આયનીકરણ એન્થાલ્પી

3.8.1.4 ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી

3.8.1.5 વિદ્યુતઋણતા

3.8.2 રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તીવલણ

3.8.2.1 સંયોજકતા અથવા ઑક્સિડેશન 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 આવર્તીવલણોને(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 જ્હૉન ડોબરેનરે (Johann Dobereiner) તત્ત્વોના ગુણધર્મોના વલણો વિશે વિચાર્યું હતું. ઈ. સ. 1829માં તેણે ઘણાં તત્ત્વોને તેમના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને આધારે ત્રિપુટી (ત્રણનો સમૂહ)માં ગોઠવ્યાં હતાં. દા.ત., લિથિયમ, સોડિયમ અને પોટૅશિયમ. 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 ઑક્સાઇડની તત્ત્વયોગમિતિની (Stoichiometry) આગાહી કરવા સક્ષમ થયો હતો. આ કાર્ય પણ કોઈનું વધુ ધ્યાન ખેંચી શક્યું નહિ. અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની જહૉન ન્યુલૅન્ડે (John Newlands) ઈ. સ. 1863માં સંશોધનપત્ર રજૂ કર્યું હતું કે જેમાં શોધાયેલાં 56 તત્ત્વોને તેમના ભૌતિક ગુણધર્મોને આધારે 11 સમૂહમાં વર્ગીકૃત કર્યાં હતા. ઈ.સ. 1865માં ન્યુલૅન્ડે 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. ન્યુલૅન્ડનો આ અષ્ટક નિયમ કૅલ્શિયમ 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 કર્યાં 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., ઇન્ડિયમના 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 પરમાણ્વિયભાર 76ના બદલે 114 હોવો જોઈએ, જે હાલમાં સ્વીકારાયેલ મૂલ્ય 114.82ની નજીક છે. વળી, ઇન્ડિયમના રાસાયણિક ગુણધર્મો ઍલ્યુમિનિયમ અને થેલિયમના જાણીતા ગુણધર્મોથી વ્યાખ્યાયિત થયેલ સમૂહભાત (group pattern) સાથે સુસંગત થાય છે જે મેન્ડેલીફને સમર્થન આપે છે. તે જ પ્રમાણે Kનો પરમાણ્વિયભાર (39.10), Ar ના પરમાણ્વિયભાર (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 : ન્યુલૅન્ડનાં 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 ગૅલિયમ અને જર્મેનિયમ બંને તત્ત્વો વણશોધાયેલાં હતાં. તેણે વણશોધાયેલાં આ તત્ત્વો માટે ઍલ્યુમિનિયમની નીચે અને સિલિકોનની નીચે ખાલી જગ્યા રાખી હતી. મેન્ડેલીફે આ તત્ત્વોને અનુક્રમે ''એકા - ઍલ્યુમિનિયમ (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-ઍલ્યુમિનિયમ''ને ''ગૅલિયમ'' અને ''એકા-સિલિકોન''ને ''જર્મેનિયમ'' નામ આપ્યું હતું. આમ, આવતકોષ્ટકનો વિકાસ થતો રહેતો હતો. ઈ.સ. 1905 માં પ્રસિદ્ધ થયેલ મેન્ડેલીફનું આવર્તકોષ્ટક આકૃતિ 3.1માં દર્શાવેલ છે.

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

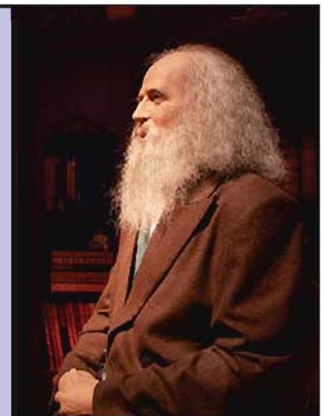
ગુણધર્મો	એકા-ઍલ્યુમિનિયમ (આગાહી કરેલ)	ગૅલિયમ (શોધેલ)	એકા-સિલિકોન (આગાહી કરેલ)	જર્મેનિયમ (શોધેલ)
પરમાણ્વિયભાર	68	70	72	72.6
ઘનતા (ગ્રામ સેમી$^{-3}$)	5.9	5.94	5.5	5.36
ગલનબિંદુ (કૅલ્વિન)	નીચું	302.93	ઊંચું	1231
ઑક્સાઇડનું સૂત્ર	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
ક્લોરાઇડનું સૂત્ર	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

સમૂહ અને આવર્તમાં તત્ત્વોની આવર્તી પદ્ધતિ (માત્ર જાણકારી માટે)

	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		હાઇડ્રોજન H 1.008							
2	હિલિયમ He 4.0	લિથિયમ Li 7.03	બેરિલિયમ Be 9.1	બોરોન B 11.1	કાર્બન C 12.0	નાઇટ્રોજન N 14.04	ઑક્સિજન O 16.00	ફ્લોરિન F 19.0	
3	નિયોન Ne 19.9	સોડિયમ Na 23.5	મેગ્નેશિયમ 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	પોટૅશિયમ K 39.1	કૅલ્શિયમ Ca 40.1	સ્કેન્ડિયમ Sc 44.1	ટીટેનિયમ Ti 48.1	વેનેડિયમ V 51.4	ક્રોમિયમ Cr 52.1	મેંગેનિઝ Mn 55.0	આર્યન Fe 55.9, કોબાલ્ટ Co 59, નિકલ Ni 59 (Cu)
5		કૉપર 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		રુબિડિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોનશીયમ Sr 87.6	યીટ્રિયમ Y 89.0	ઝીર્કોનિયમ Zr 90.6	નીઓબિયમ Nb 94.0	મોલિબ્લેડનમ Mo 96.0		રુથેનિયમ Ru 101.7, ર્હોડિયમ Rh 103.3, પેલેડિયમ Pd 106.5 (Ag)
7	ક્રિપ્ટોન Kr 81.8	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		ઑસ્મિયમ 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		
	R	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2 RH_4	વધુ ક્ષારીય ઑક્સાઇડ R_2O_5 ઉચ્ચ વાયુમય હાઇડ્રોજન સંયોજનો RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4

આકૃતિ 3.1 : મેન્ડેલીફનું આવર્તકોષ્ટક (1905)

દમિત્રિ મેન્ડેલીફનો જન્મ રશિયાના સાઇબેરિયાના તોબાલ્સ્કમાં થયો હતો. તેણે ઈ. સ. 1856માં રસાયણવિજ્ઞાન સાથે પારંગતની (M.Sc.) પદવી અને 1865માં વિદ્યાવાચસ્પતિની (Ph.D.) પદવી મેળવી હતી. તે ઈ. સ. 1867માં યુનિવર્સિટી ઑફ પિટ્સબર્ગ ખાતે રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. તેના ગૌરવશાળી પુસ્તક 'રસાયણવિજ્ઞાનના 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 $\sqrt{\nu}$ (જ્યાં ν ઉત્સર્જિત ક્ષ-કિરણોની આવૃત્તિ છે) વિરુદ્ધ પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અને $\sqrt{\nu}$ 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 ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલો હોય છે. આવર્તકોષ્ટકના અનેક સ્વરૂપો સમયાંતરે વિચારાયા હતા. કેટલાંક સ્વરૂપો તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉન રચના પર ભાર મૂક્તાં હતાં. જ્યારે બીજાં સ્વરૂપો રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ અને સંયોજકતા પર ભાર મૂક્તાં 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 ઇલેક્ટ્રૉન રચના સમાન જોવા મળી તેમને આવર્તકોષ્ટકના ઊભા સ્તંભોમાં ગોઠવવામાં આવ્યાં કે જે સમૂહ (group) અથવા કુટુંબ (family) તરીકે ઓળખાવા લાગ્યા હતાં. ઇન્ટરનેશનલ યુનિયન ઑફ 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 તત્ત્વો — સમૂહ ક્રમાંક (1, 2) | *d*-સંક્રાંતિ તત્ત્વો — સમૂહ ક્રમાંક (3–12) | પ્રતિનિધિ તત્ત્વો — સમૂહ ક્રમાંક (13–17) | ઉમદા વાયુઓ (18)

આવર્ત ક્રમાંક	1 IA	2 IIA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 ←	9 VIII	10 →	11 IB	12 IIB	13 IIIB	14 IVB	15 VB	16 VIB	17 VIIB	18 0
1	1 H ls^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 He $2s^22p^6$
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 $4d^45s^2$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $3d^54s^2$	44 Ru $4d^75s^2$	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 $5d^46s^1$	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 Uuu	112 Uub	-	114 Uuq	-	Uuh	-	-

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 $4f^{10}5d^06s^2$	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 : આવર્તકોષ્ટકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ (આધુનિક આવર્ત કોષ્ટક)

3.5 પરમાણ્વિય-ક્રમાંક > 100 સહિતનાં તત્ત્વોનું નામકરણ (Nomenclature of Elements with Atomic Numbers > 100)

તત્ત્વશોધક નવા શોધાયેલ તત્ત્વોનું નામ પરંપરાગત પદ્ધતિથી આપી શકતા હતા. આ સૂચવેલ નામને મંજૂરી આપવાનું કામ IUPAC દ્વારા કરવામાં આવતું હતું. પરંતુ આ પદ્ધતિ પ્રમાણેના નામકરણથી કેટલીક ગૂંચવણો ઊભી થવા પામી હતી. કારણ કે નવાં તત્ત્વોની શોધ કરવાની સ્પર્ધાના લીધે વૈજ્ઞાનિકો તે તત્ત્વ વિશેની વિશ્વસનીય માહિતી એકઠી કર્યા પહેલાં તેની શોધ માટેનો દાવો કરવા લલચાતા હતા. દા.ત., અમેરિકા અને સોવિયેતના વૈજ્ઞાનિકોએ 104 નંબરના તત્ત્વની શોધ કર્યાનો દાવો કર્યો હતો. અમેરિકા દ્વારા તે તત્ત્વને રુથોર્ફોડિયમ જ્યારે સોવિયેત રશિયા દ્વારા અપાયેલ નામ કુર્ચોટેવિયમ હતું. આ પ્રકારની મુશ્કેલીઓ દૂર કરવા માટે પદ્ધતિસરનું નામકરણ સૂચવવામાં આવ્યું હતું. જેમાં કોષ્ટક 3.4માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે 0 અને 1થી 9 આંકડા માટેના સંખ્યાદર્શક શબ્દનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. તત્ત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક જે અંકોનો બનેલો હોય તે અંકોના ક્રમમાં સંખ્યાદર્શક શબ્દ મૂકી 'ઇયમ' પ્રત્યય લગાવવાથી તત્ત્વનું નામ બને છે. કોષ્ટક 3.5માં 100થી વધુ પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળાં તત્ત્વોનાં નામકરણ દર્શાવેલ 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

કોષ્ટક 3.5 : 100થી વધુ પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળાં તત્ત્વોનું નામકરણ

પરમાણ્વિય ક્રમાંક	નામ	સંજ્ઞા	IUPAC દ્વારા સ્વીકૃતનું નામ	IUPAC સંજ્ઞા
101	Unnilunium	Unu	મેન્ડેલિવિયમ	Md
102	Unnilbium	Unb	નોબેલિયમ	No
103	Unniltrium	Unt	લૉરેન્સિયમ	Lr
104	Unnilquadium	Unq	રુથોર્ફોડિયમ	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	રૉન્ટજેનિયમ	Rg*
112	Ununbium	Uub	*	*
113	Ununtrium	Uut	+	
114	Ununquadium	Uuq	*	*
115	Ununpentium	Uup	+	
116	Ununhexium	Uuh	*	*
117	Ununseptium	Uus	+	
118	Ununoctium	Uuo	+	

* IUPAC દ્વારા નામકરણ કરવાનું બાકી છે :
\+ તત્ત્વોની શોધ બાકી છે.

જો આપણે 119 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વના IUPAC નામ અને સંજ્ઞા વિશે વિચારીએ તો, કોષ્ટક 3.4 મુજબ 1 અને 9 સંખ્યા માટે સંખ્યાદર્શક શબ્દ અનુક્રમે un અને enn છે. તેથી તત્ત્વની સંજ્ઞા Uue અને નામ Ununennium થશે. આમ, નવા તત્ત્વને ત્રણ અક્ષરોવાળી સંજ્ઞા અને હંગામી નામ આપવામાં આવે છે. ત્યાર બાદ દરેક દેશના IUPAC પ્રતિનિધિઓના મત મુજબ તત્ત્વને કાયમી નામ અને સંજ્ઞા આપવામાં આવે છે. કાયમી નામ, તત્ત્વ જે દેશમાં શોધાયું હોય તે દેશને અથવા નામાંકિત વૈજ્ઞાનિકને મહત્ત્વ આપનારું હોવું જોઈએ. દા.ત. મેન્ડેલીફની કામગીરીને બિરદાવવા માટે 101 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ મેન્ડેલીવિયમ (Mendelevium) રાખવામાં આવ્યું છે. આ નામ આ તત્ત્વની શોધ કરનાર અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગે સૂચવ્યું હતું. તેવી જ રીતે નોબેલ પારિતોષિક વિજેતા વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગના માનમાં 106 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ સીબોર્ગિયમ (Seaborgium) રાખવામાં આવ્યું છે.

3.6 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક (Electronic Configuration of Elements and the Periodic Table)

અગાઉના એકમમાં આપણે ઇલેક્ટ્રૉનની લાક્ષણિકતા સમજાવતા ચાર ક્વૉન્ટમ આંકો, શક્તિસ્તરો (કોષ) (K, L, M...), પરમાણ્વિય કક્ષકો (s, p, d, f) અને તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના વિશે શીખ્યા છીએ. હવે આપણે તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટકના વિસ્તૃત સ્વરૂપ વચ્ચેના સંબંધને જાણીશું.

(a) આવર્તમાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના : આવર્તક્રમ એ બાહ્યતમ કક્ષા અથવા સંયોજકતાકોષ માટે nનું મૂલ્ય સૂચવે છે, જે કોષ્ટક 3.6 પરથી સમજી શકાય છે.

કોષ્ટક 3.6 : આવર્તમાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના

આવર્તક્રમ	આવર્તનાં તત્ત્વો અને તેની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના	બાહ્યતમ કક્ષાનો ક્રમ
પહેલો	હાઇડ્રોજન ($1s^1$) થી ...હિલિયમ ($1s^2$) $_1H$ થી $_2He$	1
બીજો	લિથિયમ ($2s^1$) થી ...નિયોન ($2s^22p^6$) $_3Li$ થી $_{10}Ne$	2
ત્રીજો	સોડિયમ ($3s^1$) થી ...આર્ગોન ($3s^23p^6$) $_{11}Na$ થી $_{18}Ar$	3
ચોથો	પોટૅશિયમ ($4s^1$) થી ...ક્રિપ્ટોન ($4s^24p^6$) $_{19}K$ થી $_{36}Kr$	4
પાંચમો	રુબિડિયમ ($5s^1$) થી ...ઝેનોન ($5s^25p^6$) $_{37}Rb$ થી $_{54}Xe$	5
છઠ્ઠો	સીઝિયમ ($6s^1$) થી ...રેડૉન ($6s^26p^6$) $_{55}Cs$ થી $_{86}Rn$	6
સાતમો	ફ્રાન્સિયમ ($7s^1$) થી ...અધૂરો આવર્ત $_{87}Fr$... થી અધૂરો આવર્ત	7

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

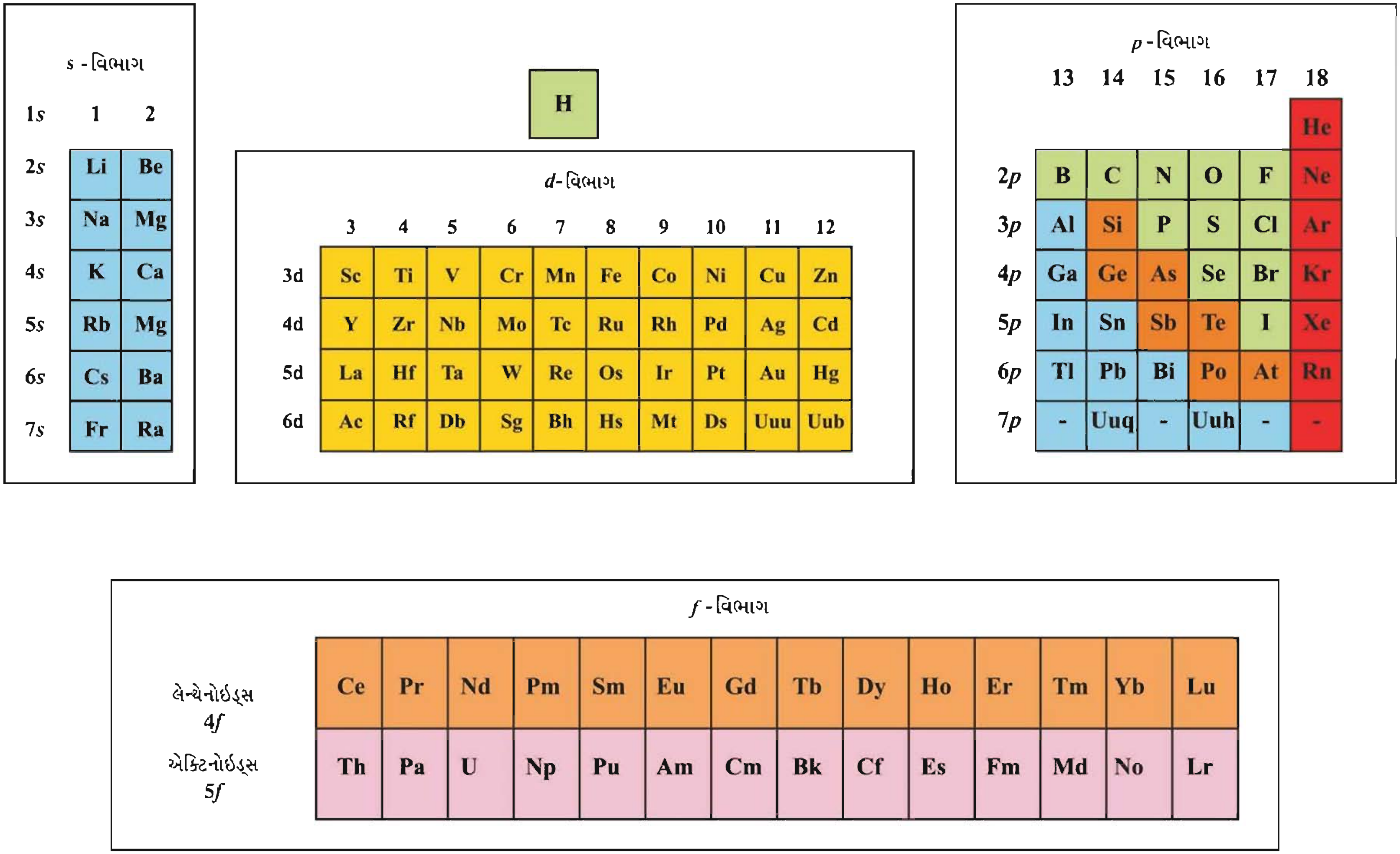
(b) સમૂહમાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના : કોઈ પણ સમૂહમાં રહેલાં બધાં તત્ત્વોમાં બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના સમાન હોય છે. તેથી આ તત્ત્વો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવે છે. દા.ત., સમૂહ 1 નાં બધાં તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^1 છે, જે કોષ્ટક 3.7 માં દર્શાવેલ છે. તેવી જ રીતે હેલોજન સમૂહના દરેક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

કોષ્ટક 3.7 : સમૂહ 1નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના

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

3.7 ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકારો s-, p-, d-, f- વિભાગો (Elecrtonic Confiugurations and Types of Elements : s-,p-, d-, f- blocks)

પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાના કારણે આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોનું જુદા જુદા વિભાગોમાં વર્ગીકરણ કરવું સરળ બન્યું હતું. તત્ત્વની જે કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રૉન 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 હાઇડ્રોજન અને હિલિયમ અપવાદ તરીકે જોવા મળ્યા છે. હિલિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય 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. હાઇડ્રોજનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^1$ હોવાથી તેને સમૂહ 1 માં મૂકી શકાય. પણ તે એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી ઉમદાવાયુ જેવી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આમ, તે સમૂહ 17ના (હેલોજન સમૂહ) તત્ત્વોની જેમ વર્તન કરે છે. હાઇડ્રોજનને 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.



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

ધાતુઓ ( ), અધાતુઓ ( ), અર્ધધાતુઓ ( )

3.7.1 s- વિભાગનાં તત્ત્વો (s- Block Elements) :

સમૂહ1(આલ્કલી ધાતુઓ) અને સમૂહ 2 ના (આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ) તત્ત્વોમાં ઇલેક્ટ્રૉન છેલ્લે s- કક્ષકમાં ભરાય છે. આ કક્ષકોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અનુક્રમે ns^1 અને ns^2 છે. તેથી આ તત્ત્વોને s-વિભાગનાં તત્ત્વો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે જે નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પીવાળી પ્રતિક્રિયાત્મક ધાતુઓ છે.

3.7.2 p- વિભાગનાં તત્ત્વો (p-Block Elements) :

જે તત્ત્વોમાં છેલ્લે ભરાતી કક્ષક p હોય છે તેવા તત્ત્વોને p-વિભાગનાં તત્ત્વો કહે છે. સમૂહ 13 થી 18 માં આવેલાં તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રૉન p-કક્ષકમાં ભરાય છે. તેથી આ તત્ત્વોનો સમાવેશ p-વિભાગમાં થાય છે. દરેક આવર્તનાં તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2 np^1$ થી $ns^2 np^6$ સુધી બદલાતી રહે છે. સમૂહ 18 નાં તત્ત્વોની સંયોજકતા કોષની બધી જ કક્ષકો ઇલેક્ટ્રૉનથી સંપૂર્ણ ભરાયેલ હોય છે. જે સ્થાયી રચના ગણાય છે. આ તત્ત્વો ઇલેક્ટ્રૉન મેળવવાની કે ગુમાવવાની વૃત્તિ ધરાવતાં નથી. આ વાયુતત્ત્વોને આપણે ઉમદા વાયુઓ (noble gases) તરીકે ઓળખીએ છીએ. આ તત્ત્વો 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 તત્ત્વોને પ્રતિનિધિ તત્ત્વો (Representative elements) અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્ત્વો (Main group elements) કહે છે.

3.7.3 d- વિભાગનાં તત્ત્વો : સંક્રાંતિ તત્ત્વો (d-Block Elements : Transition Elements) : જે તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રૉન d-કક્ષકમાં ભરાય છે તે તત્ત્વો d-વિભાગના ગણાય છે. સમૂહ 3થી 12નાં તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રૉન d-કક્ષકોમાં ભરાય છે. તેથી આ તત્ત્વો d-વિભાગનાં તત્ત્વો કહેવાય છે. આ તત્ત્વોની સામાન્ય બાહ્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $(n-1)\ d^{1-10} ns^{1-2}$ છે. આ તત્ત્વો સંક્રાંતિ ધાતુઓ છે.

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

ધાતુ તત્ત્વો આવર્તકોષ્ટકમાં ડાબી બાજુએ જોવા મળે છે. જ્યારે અધાતુ તત્ત્વો આવર્તકોષ્ટકમાં જમણી બાજુએ ઉપર તરફ જોવા મળે છે. ધાત્વીયમાંથી અધાત્વિય 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 તત્ત્વો (દા.ત., સિલિકોન, જર્મેનિયમ, આર્સેનિક, એન્ટિમની અને ટેલુરિયમ) ધાતુઓ અને અધાતુઓ એમ બંનેના ગુણધર્મો દર્શાવે છે. તેથી આ તત્ત્વોને અર્ધધાતુઓ (Semi-metals) અથવા ઉપધાતુઓ (Metalloids) કહેવામાં આવે છે.

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

આવર્તકોષ્ટકમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અથવા આવર્તમાં ડાબા છેડાથી જમણા છેડા 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 ઓછી અને સમૂહ 17ના અધાતુ તત્ત્વોમાં 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. તત્ત્વો 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) : તત્ત્વોના અનેક ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વિચલન જોવા મળે છે. અહીં આપણે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી 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 તત્ત્વની 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 કૉપરમાં બે સંલગ્ન કૉપર પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર 256 pm છે. તેથી કૉપરની ધાત્વીય ત્રિજ્યા 128 pm થશે.

પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રૉનીય 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 ઇલેક્ટ્રૉનનો વધારો થાય છે. તેની ઇલેક્ટ્રૉન કક્ષાનો આંક (મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક n) વધતો નહિ હોવાથી કેન્દ્રથી ઇલેક્ટ્રૉનનું અંતર ખાસ વધતું નથી. પરિણામે કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધવાથી ઇલેક્ટ્રૉન 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

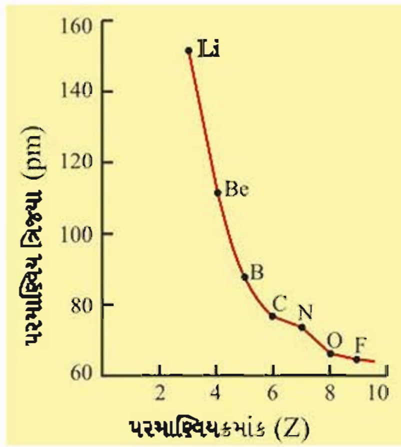
* pm એટલે પિકોમીટર $=10^{-12}$ મીટર

કોષ્ટક 3.8 (b)માં દર્શાવ્યા મુજબ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધવાની સાથે મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક (n) વધતો જાય છે. તેથી સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનો કેન્દ્રથી વધારે દૂર થતા જાય છે. પરિણામે કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધવા છતાં ઇલેક્ટ્રૉન પર કેન્દ્રનું આકર્ષણ ક્રમશઃ 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.

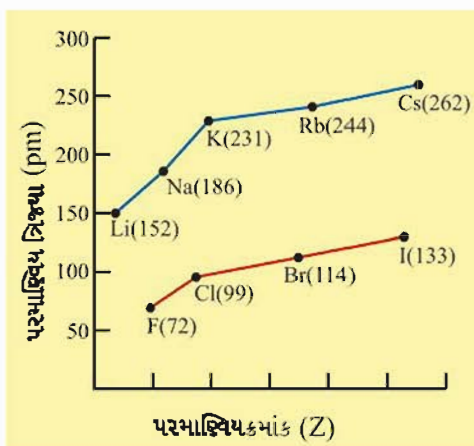
કોષ્ટક 3.8(b) : સમૂહોમાં પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (pm)

(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 તત્ત્વો 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 ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને ધન આયન અને ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને ઋણ આયન બનાવે છે. આયનીય સ્ફટિકોમાં ધન આયન અને ઋણ આયન વચ્ચેના અંતરના માપન દ્વારા આયનીય ત્રિજ્યા માપી શકાય છે. ધન આયન તેના જનક પરમાણુ (parent atom) કરતાં નાનો હોય છે. કારણ કે તેની પાસે ઓછા ઇલેક્ટ્રૉન 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 ઇલેક્ટ્રૉનને આકર્ષે છે. જ્યારે Na^+ માં 11 પ્રોટોન, 10 ઇલેક્ટ્રૉનને 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 ઇલેક્ટ્રૉન 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 ઇલેક્ટ્રૉનને આકર્ષે છે. જ્યારે F^-માં 9 પ્રોટોન 10 ઇલેક્ટ્રૉનને આકર્ષે છે. તેથી F^-ની આયનીય ત્રિજ્યા 136 pm અને Fની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા માત્ર 64 pm છે. આવર્ત કોષ્ટકમાં તત્ત્વોની આયનીય ત્રિજ્યા, પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા જેવું જ વલણ દર્શાવે 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 કેન્દ્રીય વીજભાર ધરાવે છે. ધન આયન પાસે વધારે ધનવીજભાર હોવાથી અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધે છે. તેથી તેની ત્રિજ્યા નાની થશે. જ્યારે ઋણ આયન પાસે ઋણવીજભાર વધુ હોવાથી અસરકારક કેન્દ્રિય 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. સમઇલેક્ટ્રૉનીય 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) :

3.8.1.3 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy) : વાયુરૂપ તટસ્થ પરમાણુમાંથી (M) ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરી ધન આયન મેળવવા માટેની જરૂરી ન્યૂનતમ ઊર્જાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. એક ઇલેક્ટ્રૉન 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 (Δ_iH_1) છે.

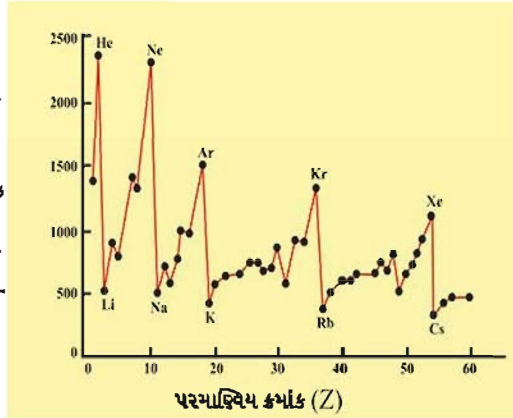
$$M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e^-$$

આયનીકરણ એન્થાલ્પીને કિલોજૂલ મોલ$^{-1}$ એકમમાં દર્શાવવામાં આવે છે. તત્ત્વ Mમાંના બીજા ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Δ_iH_2) કહે છે.

$$M^+_{(g)} \rightarrow M^{2+}_{(g)} + e^-$$

દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય, પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. તેનું કારણ વધતો જતો અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર છે. અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધે છે તેમ બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ બળ વધે છે. કેન્દ્ર સાથે વધુ આકર્ષણ બળ ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા વધુ ઊર્જા જોઈએ છે. આમ, અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર જેમ જેમ વધતો જાય છે તેમ તેમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી પણ વધતી જાય છે. જો તત્ત્વમાંના ત્રીજા ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા માટેની જરૂરી ઊર્જાને તૃતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Δ_iH_3) કહીએ તો તેનું મૂલ્ય દ્વિતીય આયનીકરણ કરતાં વધુ જ મળશે. આમ પછીની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો ક્રમશઃ વધતા જાય છે. ટૂંકમાં $\Delta_iH_1 < \Delta_iH_2 < \Delta_iH_3$....

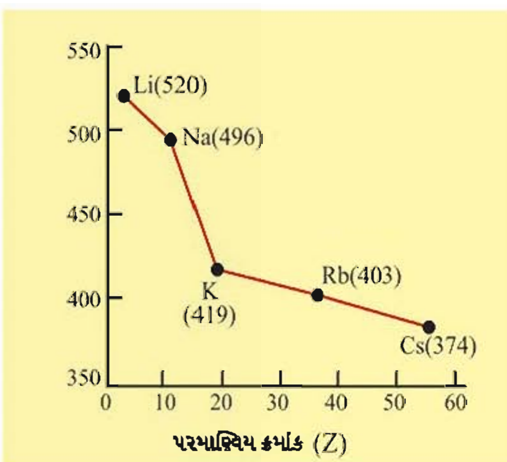
આકૃતિ 3.5માં 1થી 60 સુધીના પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળાં તત્ત્વો માટે, પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અને પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવેલ છે. જે સૂચવે છે કે ઉમદા વાયુઓના પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો સૌથી ઊંચાં છે. જ્યારે આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વો માટે આ મૂલ્યો ખૂબ નીચાં છે. કારણ કે ઉમદાવાયુ તત્ત્વોની બાહ્યતમ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



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

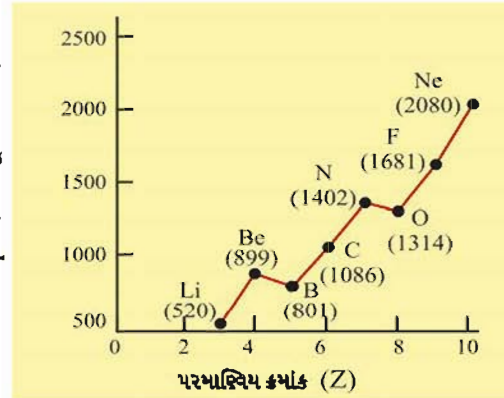
આકૃતિ 3.5

તત્ત્વમાં જે કક્ષામાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન આવેલા હોય તેનાથી અંદરની કક્ષામાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉન, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન માટે કવચ (shield) કે પડદા (screen) તરીકેની ગરજ પૂરી પાડે છે. એટલે કે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ ઘટાડે છે. પરિણામે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની 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 પરમાણ્વિય-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 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકના આલેખમાં જોઈ શકાય છે.



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

આકૃતિ 3.6



(b) બીજા આવર્તનાં તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વચ્ચેનો સંબંધ

આકૃતિ 3.6

આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં જેમ પરમાણ્વિય-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 પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધે તેમ કેન્દ્રનો ધનવીજભાર વધે છે. એક જ આવર્તનાં તત્ત્વો માટે બાહ્યતમ કક્ષા સમાન હોય છે. એટલે કે બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્રથી અંતર વધતું નથી. તેથી બાહ્ય ઇલેક્ટ્રૉન માટે શીલ્ડિંગ અસર પણ વધતી નથી. તેથી કેન્દ્રમાં વધતા જતા ધનવીજભારને કારણે ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર પ્રત્યેનું આકર્ષણ બળ વધતું જાય છે. પરિણામે પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન 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 કેન્દ્રિય વીજભાર વધુ હોવા છતાં તેની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું છે. આમ થવાનું શું કારણ હોઈ શકે ? તે વિશે આપણે વિચારીએ. બેરિલિયમ અને બોરોનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અનુક્રમે $1s^2 2s^2$ અને $1s^2 2s^2 2p^1$ છે. દૂર થનાર ઇલેક્ટ્રૉન બેરિલિયમમાં 2s કક્ષકમાં અને બોરોનમાં 2p કક્ષકમાં છે. પરિણામે બોરોનની સરખામણીમાં બેરિલિયમમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા વધુ શક્તિની જરૂર પડે છે. કારણ કે s પ્રકારના ઇલેક્ટ્રૉન ગોળાકાર કક્ષકમાં હોવાને લીધે તે જ કક્ષામાંના p, d અને f કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન કરતા, કેન્દ્રની વધુ નજીક હોય છે. કેન્દ્રથી નજીક આવેલો s પ્રકારનો ઇલેક્ટ્રૉન કેન્દ્રિય વીજભારથી વધુ આકર્ષાયેલો હોય છે. તેથી તેને દૂર કરવો વધુ મુશ્કેલ બને છે. જો બધાં જ પરિબળો સમાન હોય તો સમાન મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંકવાળી કક્ષકોમાં $s \rightarrow p \rightarrow d \rightarrow f$ તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે.

બોરોન અને બેરિલિયમ જેવી અનિયમિતતા નાઇટ્રોજન અને ઑક્સિજનમાં પણ જોવા મળી છે. નાઇટ્રોજન કરતાં ઑક્સિજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઓછી છે, જે આકૃતિ 3.6(b) પરથી જોઈ શકાય છે. નાઇટ્રોજન (Z=7) અને ઑક્સિજન (Z = 8) ની ઇલેક્ટ્રૉનીય 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. ઑક્સિજનમાં 2p કક્ષકમાં ભરાયેલા બે ઇલેક્ટ્રૉનને કારણે ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન અપાકર્ષણનું મૂલ્ય વધે છે. તેથી નાઇટ્રોજનમાંના 2p કક્ષકના ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન પૈકી કોઈ એક ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા કરતાં ઑક્સિજનમાંથી 2p કક્ષકમાંના ચોથા ઇલેક્ટ્રૉનને સરળતાથી દૂર કરી શકાય.

ત્રીજા આવર્તનાં તત્ત્વો Na, Mg અને Si ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H$) અનુક્રમે 496, 737 અને 786 કિલોજૂલ મોલ$^{-1}$ છે. Al ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી 575 અથવા 760 કિલોજૂલ મોલ$^{-1}$ પૈકી કોની વધુ નજીક હશે ? તે અંગે આપણે વિચારીએ.

Na (Z =11) ની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [Ne] $3s^1$,
Mg (Z =12) ની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [Ne] $3s^2$,
Al (Z =13) ની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [Ne] $3s^2\ 3p^1$,
Si (Z =14) ની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [Ne] $3s^2\ 3p^2$, છે.

પ્રશ્નમાં જણાવ્યા અનુસાર Al નું સંભવિત આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય (575 અથવા 760 કિલોજૂલ મોલ$^{-1}$), Mg ના આયનીકરણ એન્થાલ્પી મૂલ્ય (737 કિલોજૂલ મોલ$^{-1}$)ની આસપાસનું છે. આમ, Al અને Mg ની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાનો ધ્યાનથી અભ્યાસ કરવો પડે. જે સૂચવે છે કે Mg ની 3s કક્ષકમાં રહેલાં ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં Al ની 3p કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનને દૂર કરવા ઓછી શક્તિની જરૂર પડે છે. તેથી Al ની પ્રથમ આયનીકરણ શક્તિનું મૂલ્ય 575 કિલોજૂલમોલ$^{-1}$ થાય.

3.8.1.4 ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી (Electron Gain Enthalpy) :

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

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

પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરવાની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક કે ઉષ્માશોષક થશે તેનો આધાર જે-તે તત્ત્વ પર રહેલો છે. ઘણાં તત્ત્વો, જ્યારે પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય ત્યારે ઊર્જા મુક્ત કરે છે. તેથી ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું ($\Delta_{eg}H$) મૂલ્ય ઋણ મળે છે. દા.ત., સમૂહ 17 ના (હેલોજન) તત્ત્વો સૌથી વધુ ઋણ ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે. કારણ કે તેઓ એક ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને તેમની નજીકનાં ઉમદાવાયુ તત્ત્વો જેવી સ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. જ્યારે ઉમદા વાયુ તત્ત્વો ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું વધુ ધન મૂલ્ય ધરાવે છે. કારણ કે નવો દાખલ થતો ઇલેક્ટ્રૉન પછીની ઊંચી શક્તિસ્તરવાળી કક્ષામાં દાખલ થાય છે. જે અતિ અસ્થાયી રચના બને છે. આમ, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું 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 ઇલેક્ટ્રૉનનું 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 ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ ઋણ થતું જોવા મળે છે. આ વલણ બહુ ચોક્કસ નથી. દા.ત., જ્યારે Be^- બને છે, ત્યારે નવો દાખલ થતો ઇલેક્ટ્રૉન, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન (2s) કરતાં ઊંચી ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં (2p) ભરાય છે. જે સ્થાયી રચના નથી. જેથી ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ મળે છે. તેવી જ રીતે N પરમાણુ પણ ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારવાનું વલણ સામાન્ય રીતે દાખવતો નથી. કારણ કે તેમાં ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય તો $2p_x$ કક્ષકમાં બે ઇલેક્ટ્રૉન થવાથી ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધી જવાથી તે અસ્થાયી બને છે.

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

કોસ્ટક 3.9 : કેટલાંક પ્રતિનિધિ તત્ત્વોનાં ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો (કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$) (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, ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અંગેની ચર્ચાને વધુ દૃઢ બનાવવા P, S, Cl અને F પૈકી કોણ સૌથી વધુ ઋણ અને સૌથી ઓછું ઋણ ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે ? તે અંગેનો ઉકેલ મેળવીએ. સામાન્ય રીતે આવર્તમાં આપણે ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જઈએ તેમ ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ થતી જાય છે. તે મુજબ ત્રીજા આવર્તનાં તત્ત્વો P, S,અને Cl માટે ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના ઋણ મૂલ્યનો ક્રમ $P < S < Cl$ થાય. જ્યારે F અને Cl એ સમૂહ 17 ના સભ્યો છે. નવો ઉમેરાતો ઈલેક્ટ્રૉન F માં 2p કક્ષકમાં અને Cl માં 3p કક્ષકમાં સ્થાન લેશે. આપણે જાણીએ છીએ તે મુજબ 3p કક્ષક કરતાં 2p કક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રૉન-ઈલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધુ હોવાથી ઈલેક્ટ્રૉન 3p કક્ષકમાં વધુ સરળતાથી દાખલ થઈ શકે છે. પરિણામે ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના ઋણ મૂલ્યનો ક્રમ $F < Cl$ થાય. આમ, Cl સૌથી વધુ ઋણ ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ અન્થાલ્પી અને P સૌથી ઓછી ઋણ ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે.

3.8.1.5 વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity) : રાસાયણિક સંયોજનમાંના પરમાણુની, બંધમાંના સહિયારા ઈલેક્ટ્રૉનને પોતાની તરફ આકર્ષવાની ક્ષમતાને વિદ્યુતઋણતા કહે છે. આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીની જેમ તેનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય માપવું અશક્ય છે. તેમ છતાં પાઉલિંગ માપક્રમ (Pauling Scale), મૂલીકન-જાફે માપક્રમ (Mulliken-Jaffe Scale) અને ઓલરેડ-રોચોવ માપક્રમ (Allred-Rochow Scale) જેવા ઘણા સંખ્યાદર્શક માપક્રમ વિકસેલા છે. તે પૈકીનો પાઉલિંગ માપક્રમ વ્યાપક રીતે વપરાય છે. ઈ. સ. 1922 માં અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે ફ્લોરિનને ઈલેક્ટ્રૉન 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 ઈલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણ ઘટે છે. તેનાથી ઊલટું પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઘટે તેમ બાહ્યતમ કક્ષાના ઈલેક્ટ્રૉનનું 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 માપક્રમ મુજબ) (માત્ર જાણકારી માટે)

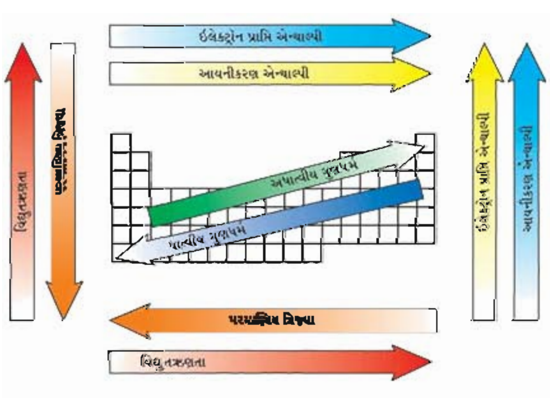
બીજા આવર્તના પરમાણુ	Li	Be	B	C	N	O	F
વિદ્યુતઋણતા	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
ત્રીજા આવર્તના પરમાણુ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
વિદ્યુતઋણતા	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

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 તત્ત્વોમાં ઇલેક્ટ્રૉન 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 તત્ત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણોને સંક્ષિપ્ત રીતે રજૂ કરેલ છે.



આવર્ત કોષ્ટકમાં તત્ત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણો

આકૃતિ 3.7

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

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

3.8.2.1 સંયોજકતા અથવા ઑક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા (Periodicity of oxidation state or valence) : સંયોજકતા, તત્ત્વનો મહત્ત્વનો ગુણધર્મ છે, જે તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રૉન રચનાના આધારે વધુ સરળતાથી સમજી શકાય છે. પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રૉનની 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 ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા	1	2	3	4	5	6	7	8
સંયોજકતા	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

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

કોષ્ટક 3.11 : તત્ત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તીવલણ (તત્ત્વોનાં સંયોજનોના સૂત્ર તરીકે)
(માત્ર જાણકારી માટે)

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

- હવે સિલિકોન (Si) અને બ્રોમિન (Br) માંથી બનતા સંયોજનનું સૂત્ર શું થાય ? તે વિચારીએ તો તેનો ઉત્તર $SiBr_4$ 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_2S_3 થાય છે. કારણ કે અહીં Al ની સંયોજકતા(+3) અને S ની સંયોજકતા (-2) છે. સંક્રાંતિ અને આંતરસંક્રાંતિ તત્ત્વો કે જે જુદી જુદી સંયોજકતા અથવા ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવે છે. તેનો અભ્યાસ આગળ ઉપર કરીશું.

સારાંશ

ઈ. સ. 1800 ની શરૂઆતથી જ વિશ્વના શોધાયેલા અને અસ્તિત્વ ધરાવતાં તત્ત્વોના વર્ગીકરણ માટેના પ્રયત્નો હાથ ધરાયા હતા. જેમાં ડોબરેનર, એ.ઈ.બી. દ્કાનકોર્ટોઈસ, જ્હોન ન્યુલૅન્ડ, 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 તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સમાન હોવાથી તે તત્ત્વો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવે છે. એક જ આવર્તમાં આવેલાં તત્ત્વોમાં બાહ્યતમ કક્ષાનો ક્રમ (n) સમાન હોય છે. તત્ત્વનો છેલ્લો ઇલેક્ટ્રૉન જે કક્ષકમાં ભરાય છે તેને આધારે આવર્તકોષ્ટકનાં તત્ત્વોને s-, p-, d- અને f-વિભાગમાં વહેંચવામાં આવ્યા છે. s- અને p- વિભાગનાં તત્ત્વોને પ્રતિનિધિ તત્ત્વો અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્ત્વો, d- વિભાગનાં તત્ત્વોને સંક્રાંતિ તત્ત્વો અને f-વિભાગનાં તત્ત્વોને આંતરસંક્રાંતિ તત્ત્વો કહે છે. આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જઈએ તેમ તત્ત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું ઋણ મૂલ્ય અને વિદ્યુતઋણતાનું મૂલ્ય વધતું જોવા મળે છે. જ્યારે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા અને ધાત્વીય ગુણ ઘટતો જોવા મળે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક વધવાની સાથે આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું 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) ગૅલિયમ (B) જર્મેનિયમ (C) ટેલુરિયમ (D) ઈન્ડિયમ

(2) Uub એટલે

(A) 111 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ (B) 112 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ

(C) 113 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ (D) 114 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળું તત્ત્વ

(3) 101 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વ માટે 'મેન્ડેલીવિયમ' નામ કોને સૂચવ્યું હતું ?

(A) મેન્ડેલીફે (B) ડોબરેનરે (C) સીબોર્ગે (D) ન્યુલૅન્ડે

(4) નીચેના પૈકી કઈ ઇલેક્ટ્રૉન રચના ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વની હોઈ શકે ?

(A) $[Ar]\ 3d^7 4s^2$ (B) $[Ne]\ 3s^2 3p^4$

(C) $[Ar]\ 3d^1 4s^2$ (D) $[Ar]\ 3d^3 4s^2$

(5) $[Ne]\ 3s^2 3p^4$ ઇલેક્ટ્રૉન રચના ધરાવતું તત્ત્વ કયા સમૂહનું છે ?

(A) 14 (B) 15 (C) 16 (D) 17

(6) નીચેના પૈકી કઈ ઇલેક્ટ્રૉન 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 $ns^2 np^6$ ઇલેક્ટ્રૉન રચના ધરાવે છે ?

(A) આલ્કલી ધાતુ (B) સક્રાંતિ ધાતુ (C) ઉમદા વાયુ (D) આંતરસંક્રાંતિ ધાતુ

(8) પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા માટે શું સુસંગત નથી ?

(A) આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં ઘટે છે.

(B) સૂમહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં વધે છે.

(C) તત્ત્વમાં મુખ્ય ક્વૉન્ટમ 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 < Fનું કદ (D) Na^+ નું કદ = Na નું કદ

(10) કયા તત્ત્વના બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રૉન 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) પરમાણ્વિય 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 પરમાણ્વિય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું હંગામી નામ જણાવો.

(3) f - વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના લખો.

(4) કયાં આવર્તોને અતિલાંબા આવર્ત કહે છે ?

(5) સમૂહ 17 અને આવર્ત 3 માં આવેલું તત્ત્વ તેની બાહ્યતમ કક્ષામાં કઈ ઇલેક્ટ્રૉનીય 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) ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી
(14) વિદ્યુતઋણતા

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

(1) જ્હોન ડોબરેનર
(2) એ.ઈ.બી. દ્કાનકોર્ટોઈસ
(3) જ્હોન ન્યુલૅન્ડ
(4) લોથર મેયર
(5) દ્મિત્રી 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 ઑક્સિડેશન-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 ઈલેક્ટ્રૉન 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 ઈતિહાસ 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) ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી એટલે શું ? આવર્તમાં ડાબી બાજુથી જમણી બાજુ તરફ જતાં ઈલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ ઋણ થતું જોવા મળે છે. કારણ આપી સમજાવો.

(10) એક જ સમૂહમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે તેમ ઈલેક્ટ્રૉન 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 ઑક્સિડેશન-અવસ્થા એટલે શું ? ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ

4.1 પ્રસ્તાવના

4.2.1 ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન

4.2.2 ઑક્સિડેશન-રિડક્શન-ઇલેક્ટ્રૉન વિનિયમ પદ્ધતિ

4.3 તુલનાત્મક ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય પ્રક્રિયાઓ

4.4 ઑક્સિડેશન આંક

4.4.1 ઑક્સિડેશન આંકની ગણતરીના નિયમો

4.4.2 ઑક્સિડેશન આંકની ગણતરી

4.4.3 ઑક્સિડેશન આંક અને રેડોક્ષ પ્રક્રિયા

4.5 ઑક્સિડેશન આંક અને નામકરણ

4.6 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાનું સમીકરણ

4.7 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન

4.7.1 ઑક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન

4.7.2 ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણની પધ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન

4.1 પ્રસ્તાવના

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં જ્યાં ઑક્સિડેશન 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 સ્રોત તરીકે અને ઓઝોન હોલ પણ નોંધપાત્ર રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ જ છે.

4.2.1 ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન

(Oxidation and Reduction) :

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

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$$

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$$

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાઓ $Mg_{(s)}$ અને $S_{(s)}$ માં ઑક્સિજન ઉમેરવાથી ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયા થાય છે.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$2H_2S_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2S_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયામાં ઑક્સિજન ઉમેરાવાની સાથે હાઇડ્રોજન દૂર થાય છે. હાઇડ્રોજન દૂર થાય તેને પણ ઑક્સિડેશન કહે છે.

નીચે જણાવેલ પ્રક્રિયાઓ પ્રમાણે મૅગ્નેશિયમ, ડાયફ્લોરિન, ડાયક્લોરિન અને સલ્ફર સાથે પ્રક્રિયા કરી ઑક્સિડેશન અનુભવે છે.

$Mg_{(s)} + F_{2(g)} \longrightarrow MgF_{2(s)}$

$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow MgCl_{2(s)}$

$Mg_{(s)} + S_{2(s)} \longrightarrow MgS_{(s)}$

જે પ્રક્રિયા દરમિયાન ઑક્સિજનનો ઉમેરો થાય અથવા હાઇડ્રોજન દૂર થાય તેને ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયા કહે છે. પરંતુ જે પ્રક્રિયા દરમિયાન હાઇડ્રોજનનો ઉમેરો થાય અથવા ઑક્સિજન દૂર થાય તેને રિડક્શન પ્રક્રિયા કહે છે. એટલે કે ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન પરસ્પર વિરુદ્ધ પ્રક્રિયા છે, જે નીચેનાં સમીકરણોમાં દર્શાવી છે :

ઑક્સિડેશન

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

રિડક્શન

ઑક્સિડેશન

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$

રિડક્શન

ઑક્સિડેશન

$2Al_{(s)} + Cr_2O_{3(s)} \rightarrow Al_2O_{3(s)} + 2Cr_{(s)}$

રિડક્શન

ઑક્સિડેશન

$8Al_{(s)} + 3Fe_3O_{4(s)} \rightarrow 4Al_2O_{3(g)} + 9Fe_{(s)}$

રિડક્શન

જે પદાર્થ ઑક્સિજન આપે અથવા હાઇડ્રોજન મેળવે તે પદાર્થને ઑક્સિડેશનકર્તા કહે છે. ઑક્સિડેશનકર્તા પદાર્થનું રિડક્શન થાય છે. ઉપરની પ્રક્રિયાઓમાં ઑક્સિજન, ક્લોરિન, ક્રોમિયમ ટ્રાયૉક્સાઇડ, ફેરેસોફેરિક ઑક્સાઇડ (Fe_3O_4) ઑક્સિડેશનકર્તા છે. પ્રક્રિયા દરમિયાન જે પદાર્થ હાઇડ્રોજન આપે અથવા ઑક્સિજન મેળવે તેને રિડક્શનકર્તા કહે છે. ઉપરની પ્રક્રિયામાં હાઇડ્રોજન અને ઍલ્યુમિનિયમ રિડક્શનકર્તા છે. પ્રક્રિયા દરમિયાન રિડક્શનકર્તાનું ઑક્સિડેશન થાય છે.

પૂર્ણ રેડોક્ષ પ્રક્રિયા દરમિયાન ઑક્સિડેશનકર્તાનું રિડક્શન અને રિડક્શનકર્તાનું ઑક્સિડેશન થાય છે. આથી પારસ્પરિક રિડક્શન-ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાઓને રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ કહે છે. બધી જ પ્રક્રિયાઓમાં ઑક્સિજન અથવા હાઇડ્રોજન ભાગ લેતા ન હોય તેવી રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓને સમજાવવા કેટલીક પદ્ધતિઓનો ઉપયોગ કરવામાં આવ્યો.

4.2.2 ઑક્સિડેશન-રિડક્શન-ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય પદ્ધતિ (Oxidation - Reduction -Electron Transfer Method) :

$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$

$4Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Na_2O_{(s)}$

$2Na_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow Na_2S_{(s)}$

ઉપરની રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ છે, કારણ કે આ પ્રક્રિયાઓમાં સોડિયમ(Na)નું સોડિયમ ક્લોરાઇડ, સોડિયમ ઑક્સાઇડ અને સોડિયમ સલ્ફાઇડમાં અનુક્રમે રૂપાંતર થાય છે. તે સમયે સોડિયમનું વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વના સંયોજાવાથી ઑક્સિડેશન થાય છે. ક્લોરિન, ઑક્સિજન અને સલ્ફર રિડક્શન પામે છે. આ બધા જ ધન વિદ્યુતમય સોડિયમ સાથે સંયોજાય છે. NaCl, Na_2O અને Na_2S આયનીય સંયોજન હોવાથી નીચે પ્રમાણે આયનીય સ્વરૂપમાં લખી શકાય. $Na^+Cl^-_{(s)}$, $(Na^+)_2O^{2-}_{(s)}$ $(Na^+)_2S^{2-}$ઉપર્યુક્ત સમીકરણને આયનીય સ્વરૂપમાં નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$2e^-$ ગુમાવે માટે ઑક્સિડેશન

(1) $2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2Na^+ Cl^-_{(s)}$

$2e^-$ મેળવે માટે રિડક્શન

$2e^-$ ગુમાવે માટે ઑક્સિડેશન

(2) $2Na_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow (Na^+)_2O^{2-}_{(s)}$

$2e^-$ મેળવે માટે રિડક્શન

$2e^-$ ગુમાવે માટે ઑક્સિડેશન

(3) $2Na_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow (Na^+)_2 S^{2-}_{(s)}$

$2e^-$ મેળવે માટે રિડક્શન

સરળતા માટે ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાને બે તબક્કામાં સ્વતંત્ર રીતે

વહેંચી શકાય. પહેલા તબક્કામાં ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે અને બીજો તબક્કો જેમાં ઇલેક્ટ્રોન મેળવે છે. ઇલેક્ટ્રોન વિનિમયની પ્રક્રિયાઓને આ પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$2Na_{(s)} \rightarrow 2Na^{+}_{(g)} + 2e^{-}_{(s)}$ ઓક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Cl_{2(g)} + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}_{(g)}$ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$ રેડોક્ષ પ્રક્રિયા

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાઓ ઓક્સિડેશન અને રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા કહેવાય છે. બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓ ઇલેક્ટ્રોન વહનનો માર્ગ સૂચવે છે. બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓ ભેગી થઈ રેડોક્ષ પૂર્ણ પ્રક્રિયા સૂચવે છે. મેગ્નેશિયમની ડાયઓક્સિજન અને ડાયક્લોરિન વચ્ચેની પ્રક્રિયા બાહ્યતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રોન દર્શાવી સંપૂર્ણ પ્રક્રિયાઓ નીચે મુજબ સમજાવી શકાય :

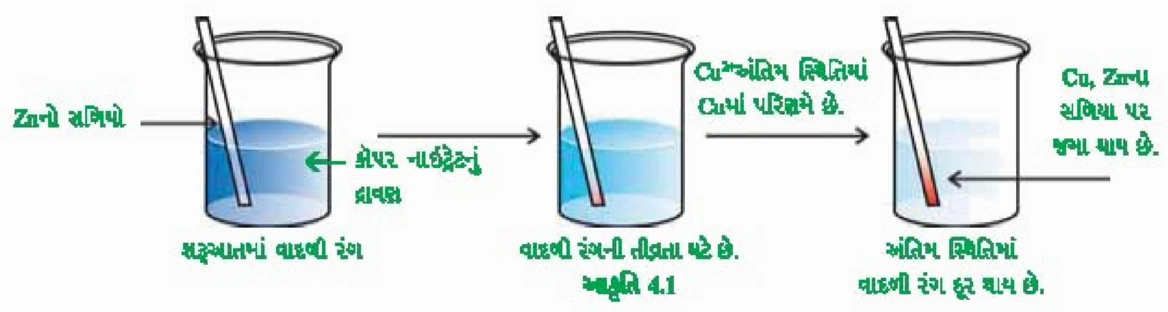
$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Mg^{2+}O^{2-} \rightarrow 2MgO$$

$$Mg_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow Mg^{2+}\, 2Cl^{-} \rightarrow MgCl_2$$

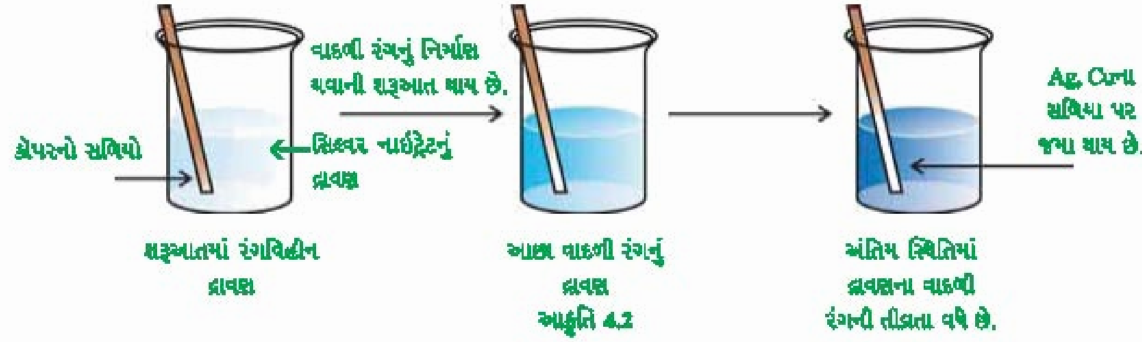
ઉપરની પ્રક્રિયાઓમાં મેગ્નેશિયમ પરમાણુ એક ઓક્સિજન પરમાણુને અથવા બે ક્લોરિન પરમાણુને ઇલેક્ટ્રોન આપે છે અને મેગ્નેશિયમ પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ઘટતી હોવાથી તેના પર તેટલો ધનવીજભાર ઉત્પન્ન થાય છે અને આપેલા ઇલેક્ટ્રોન ઓક્સિજન પરમાણુ અથવા ક્લોરિન પરમાણુ પર વધે છે અને તેટલો ઋણવીજભાર આ પરમાણુ પર ઉત્પન્ન થાય છે. આ બંને ઉદાહરણો રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓના છે.

રેડોક્ષ પ્રક્રિયા એ એક એવી પ્રક્રિયા છે કે, જેમાં ઇલેક્ટ્રોનનો વિનિમય એક પ્રક્રિયક ઉપરથી બીજા પ્રક્રિયક ઉપર થાય છે. ઓક્સિડેશન પ્રક્રિયા દરમિયાન ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવવાથી ધન આયન મળે છે. ધન આયન હોય તો વધુ ધનભારમાં વધારો થાય છે. જ્યારે રિડક્શન પ્રક્રિયા દરમિયાન ઇલેક્ટ્રોનનો સ્વીકાર થવાથી જો પ્રક્રિયક ધન આયન હોય તો ધન વીજભારમાં ઘટાડો અને જો પ્રક્રિયક તટસ્થ હોય તો ઋણ આયન આપે છે. જે પ્રક્રિયક ઇલેક્ટ્રોનનો સ્વીકાર કરે છે અને તે રિડક્શન પામતો હોવાથી તેને ઓક્સિડેશનકર્તા કહે છે. આ પ્રમાણે જે પ્રક્રિયક ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે અને તે ઓક્સિડેશન પામતો હોવાથી તેને રિડક્શનકર્તા કહે છે. ઉપરની પ્રક્રિયામાં Mg ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે, માટે રિડક્શનકર્તા બને છે અને Cl_2 ઇલેક્ટ્રોન મેળવે છે, માટે ઓક્સિડેશનકર્તા બને છે.

4.3 તુલનાત્મક ઇલેક્ટ્રોન વિનિમય પ્રક્રિયાઓ (Competitive Electron Transfer Reactions)



આકૃતિ 4.1



આકૃતિ 4.2

આકૃતિ 4.1 માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કૉપર નાઇટ્રેટના દ્રાવણમાં ઝિંક (Zn) ધાતુનો સળિયો થોડા સમય માટે મૂકી રાખી અવલોકન કરતાં જણાય છે કે દ્રાવણમાં રહેલા કૉપર નાઇટ્રેટના દ્રાવણનો વાદળી રંગ દૂર થાય છે અને ઝિંક ધાતુની પટ્ટી પર લાલાશપડતી કૉપર (Cu) ધાતુ જમા થાય છે. જ્યારે દ્રાવણમાંથી Cu^{2+} નું રિડક્શન થઈ કૉપર Zn ની પટ્ટી ઉપર જમા થાય છે અને દ્રાવણનો વાદળી રંગ દૂર થાય છે અને Zn^{2+} આયન ધરાવતું દ્રાવણ બને છે જે રંગવિહીન હોય છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે :

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Cu^{2+}_{(s)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ રેડોક્ષ પૂર્ણ પ્રક્રિયા

આકૃતિ 4.2 માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે સિલ્વર નાઇટ્રેટ ($AgNO_3$) ના દ્રાવણમાં Cu નો સળિયો મૂકવામાં આવેલ છે. થોડો સમય મૂકી રાખી અવલોકન કરતાં જણાય છે કે દ્રાવણમાં રહેલ Ag^+ નું રિડક્શન થઈ Cu ના સળિયા પર સિલ્વર(Ag) જમા થાય છે અને કૉપર ધાતુના સળિયાનું ઑક્સિડેશન થઈ Cu^{2+} આયન ધરાવતું દ્રાવણ બને છે અને દ્રાવણનો રંગ વાદળી બને છે. જેમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે :

$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

$2Ag^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$ રેડોક્ષ પૂર્ણ પ્રક્રિયા

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓને આ પ્રકારની બે અર્ધ પ્રક્રિયાઓ વડે દર્શાવવામાં આવે છે. આથી પૂર્ણ પ્રક્રિયાના સમીકરણમાં પ્રદાન કરતા અને સ્વીકાર કરતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા હંમેશાં સમાન હોવી જોઈએ. રેડોક્ષ પ્રક્રિયાને હંમેશાં સમતુલિત કરવી જરૂરી હોય છે.

આ પ્રમાણે નિકલ સલ્ફેટ અને કોબાલ્ટ ધાતુની રેડોક્ષ પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે :

$Co_{(s)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

$Co_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}$ રેડોક્ષ પૂર્ણ પ્રક્રિયા

4.4 ઑક્સિડેશન આંક (Oxidation Number)

કેટલીક રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓની સમજૂતી ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય પદ્ધતિ દ્વારા સમજાવી શકાય છે; પરંતુ અમુક રેડોક્ષ પ્રક્રિયામાં ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય સ્પષ્ટપણે સમજી શકાતી નથી. આ પ્રકારની રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓના અભ્યાસમાં ઑક્સિડેશન આંકની સમજૂતી ખૂબ જ ઉપયોગી હોય છે.

કોઈ પણ તત્ત્વ કે સંયોજન તટસ્થ હોય છે. જ્યારે કેટલાંક સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વો તટસ્થ હોતાં નથી. પરંતુ તે ધન કે ઋણ વીજભાર ધરાવે છે. આથી સાદા આયનીય સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોનો ઑક્સિડેશન આંક તે તત્ત્વ પર રહેલાં વીજભારને સમાન હોય છે.

તત્ત્વ, પરમાણુ, અણુ કે આયન કેટલા ઇલેક્ટ્રૉન મેળવે છે અથવા કેટલા ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવે છે. તેને આધારે ઑક્સિડેશન આંક દર્શાવવામાં આવે છે. **આમ, ઑક્સિડેશન આંક કોઈ પણ પરમાણુની ઑક્સિડેશન અવસ્થાએ તે પરમાણુ પરના વીજભારનો આંક સૂચવે છે.**

4.4.1 ઑક્સિડેશન આંકની ગણતરીના નિયમો (Rules for the Calculation of Oxidation Number) :

(1) દરેક તટસ્થ પરમાણુ, અણુ કે સંયોજનનો ઑક્સિડેશન આંક શૂન્ય ગણાય છે. દા.ત., Na, Mg, Ca, Ba, H_2, Cl_2, Br_2, P_4, S_8, NaCl, CaO, $BaCl_2$, $AlCl_3$

(2) જે આયનો એક જ પરમાણુના બનેલા હોય તેમજ સાદા આયનીય સંયોજનમાં રહેલા મુક્ત આયનનો ઑક્સિડેશન આંક જે-તે આયનના વીજભારની સંખ્યાને સમાન ગણાય.

દા.ત. $MgCl_2$ માં $Mg^{2+} = +2$ અને $Cl^- = -1$

NaCl માં $Na = +1$ અને $Cl^- = -1$

CaO માં $Ca^{2+} = +2$ અને $O^{2-} = -2$

$AlCl_3$ માં $Al^{3+} = +3$ અને $Cl^- = -1$

FeS માં $Fe^{2+} = +2$ અને $S^{2-} = -2$

Sb_2S_3 માં $Sb^{3+} = +3$ અને $S^{2-} = -2$

(3) કેટલાક ઋણ આયનોનો ઑક્સિડેશન આંક તેના વીજભારને સમાન હોય છે અને ધન આયનોનો ઑક્સિડેશન આંક તેના પર રહેલા વીજભારને સમાન હોય છે. દા.ત.,

NH_4^+ માં +1	PH_4^+ માં +1
NO_2^- માં −1	CN^- માં −1
CH_3COO^- માં −1	CO_3^{2-} માં −2
SO_4^{2-} માં −2	PO_4^{3-} માં −3
ClO_3^- માં −1	BO_3^{3-} માં −3

(4) હાઇડ્રોજનયુક્ત સંયોજનોમાં હાઇડ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક +1 ગણાય છે. પરંતુ અપવાદ તરીકે ધાતુના હાઇડ્રાઇડ સંયોજનોમાં હાઇડ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક −1 ગણાય છે.

દા.ત. H_2S, NH_3, PH_3, H_2O, H_3PO_4, H_2SO_4 માં હાઇડ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક +1 છે.

પરંતુ LiH, BeH_2, NaH, AlH_3, CaH_2 જેવા ધાતુના હાઇડ્રાઇડમાં હાઇડ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક – 1 છે.

(5) સંયોજનમાં રહેલા ઑક્સિજનનો ઑક્સિડેશન આંક સામાન્ય રીતે – 2 હોય છે.

દા.ત., H_2O માં Oનો ઑક્સિડેશન આંક = – 2
H_2SO_4 માં Oનો ઑક્સિડેશન આંક = – 2
$KMnO_4$માં Oનો ઑક્સિડેશન આંક = – 2

અપવાદ : પેરૉક્સાઇડ (O – O) સંયોજનોમાં ઑક્સિજનનો ઑક્સિડેશન આંક – 1 ગણવામાં આવે છે. દા.ત., K_2O_2, Na_2O_2, BaO_2, H_2O_2 માં ઑક્સિજનનો ઑક્સિડેશન આંક – 1 ગણવામાં આવે છે.

અપવાદ : સુપર ઑક્સાઇડમાં ઑક્સિજનનો ઑક્સિડેશન આંક – 1/2 (0.5) ગણાય છે. દા.ત., KO_2, CsO_2

અપવાદ: ફ્લોરિન સાથેના ઑક્સિજનનાં સંયોજનોમાં ઑક્સિજનનો ઑક્સિડેશન આંક ધન ગણવો.

O_2F_2માંO(ઑક્સિજન)નો ઑક્સિડેશન આંક = +1
OF_2માં O(ઑક્સિજન)નો ઑક્સિડેશન આંક = +2થાય છે.

કારણ કે ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણતા ઑક્સિજનની વિદ્યુતઋણતા કરતાં વધારે છે તેથી ઑક્સિજન ધન ઑક્સિડેશન આંક સૂચવે છે.

(6) હેલાઇડ સંયોજનમાં હેલોજન (F, Cl, Br, I)નો ઑક્સિડેશન આંક – 1 ગણવો.

દા.ત., HF માં F = – 1 ,KI માં I = – 1, $BaCl_2$માં Cl = – 1, NaBr માં Br = – 1

અપવાદ : હેલોજનના (F સિવાયના) ઑક્સાઇડ અને ઑક્સિઍસિડમાં હેલોજનનો ઑક્સિડેશન આંક ધન ગણવો.

દા.ત., Cl_2O_6 માં Cl નો ઑક્સિડેશન આંક = +6
$HClO_2$ માં Cl નો ઑક્સિડેશન આંક = +3
$HBrO_3$ માં Brનો ઑક્સિડેશન આંક = +5
HIO_4 માં I નો ઑક્સિડેશન આંક = +7

(7) સહસંયોજક બંધ ધરાવતાં કાર્બનિક સંયોજનોમાં બે તત્ત્વો વચ્ચેના બંધમાં જેની વિદ્યુતઋણતા વધારે છે તે તત્ત્વનો ઑક્સિડેશન આંક ઋણ અને જેની વિદ્યુત-ઋણતા ઓછી છે તેવા બીજા તત્ત્વનો ઑક્સિડેશન આંક ધન થાય છે. દા.ત., CCl_4 માં વધુ વિદ્યુતઋણતામય ક્લોરિન પરમાણુનો ઑક્સિડેશન આંક – 1 થાય અને ઓછી વિદ્યુતઋણતામય કાર્બનનો ઑક્સિડેશન આંક +4 થાય છે. તેવી જ રીતે CH_4 માં દરેક H નો ઑક્સિડેશન આંક +1 અને કાર્બનનો ઑક્સિડેશન આંક – 4 થાય છે.

(8) તટસ્થ બહુપરમાણ્વિય સંયોજનોમાં રહેલાં તત્ત્વોના ઑક્સિડેશનઆંકનો બૈજિક સરવાળો શૂન્ય થાય છે, જે 4.4.2ના ઉદાહરણ 1,2,3,5,6 દ્વારા સમજી શકાય છે.

(9) આયનીય બહુપરમાણ્વીય સંયોજનોમાં રહેલાં તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંકનો બૈજિક સરવાળો તેની પર રહેલા વીજભાર જેટલો થાય છે. જે 4.4.2ના ઉદાહરણ 4 અને 7 દ્વારા સમજી શકાય છે.

(10) સંયોજનમાં રહેલી આલ્કલી ધાતુનો ઑક્સિડેશન આંક +1 લેવાય છે, આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુનો ઑક્સિડેશન આંક +2 લેવાય છે તેમજ ફ્લોરાઇડયુક્ત સંયોજનમાં ફ્લોરિનનો ઑક્સિડેશન આંક હંમેશાં – 1 લેવાય છે.

આમ, સમગ્રપણે જોતાં કોઈ પણ તટસ્થ સંયોજનનો ઑક્સિડેશન આંક શૂન્ય ગણી તેમાંના કોઈ પણ તત્ત્વનો ઑક્સિડેશન આંક ઉપર દર્શાવેલા નિયમોને આધારે ગણી શકાય.

4.4.2 ઑક્સિડેશન આંકની ગણતરી(Calculation of Oxidation Number) : અણુ, આયન કે સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક ઉપર આપેલા નિયમોને આધારે ગણવામાં આવે છે :

(1) H_2S અણુમાં હાઇડ્રોજનના બે પરમાણુ હોય છે. હાઇડ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક +1 છે. H_2S નો ઑક્સિડેશન આંક શૂન્ય હોવાથી S નો ઑક્સિડેશન આંક – 2 થાય.

H_2S માં Sનો ઑક્સિડેશન આંક = x
∴ 2(H પરમાણુઓનો ઑક્સિડેશન આંક) + (Sનો ઑક્સિડેશન આંક) = 0
2(1) + x = 0
x = – 2 તેથી S નો ઑક્સિડેશન આંક = – 2 છે.

(2) H_2SO_4 માં S નો ઑક્સિડેશન આંક = x
∴ 2 (H પરમાણુનો ઑક્સિડેશન આંક) + S નો ઑક્સિડેશન આંક + 4 (O નો ઑક્સિડેશન આંક) = 0
∴ 2(1) + x + 4(-2) = 0
∴ 2 + x – 8 = 0
∴ x = 6 તેથી S નો ઑક્સિડેશન આંક = + 6 છે.

(3) K_3PO_4 માં P નો ઑક્સિડેશન આંક = x
3 (K નો ઑક્સિડેશન આંક) + P નો ઑક્સિડેશન આંક) + 4 (O નો ઑક્સિડેશન આંક) = 0
∴ 3(1) + x + 4 (-2) = 0
∴ 3 + x – 8 = 0 x = 5
તેથી P નો ઑક્સિડેશન આંક +5 છે.

(4) ClO_3^{-1}માંClનો ઑક્સિડેશન આંક = x
Clનો ઑક્સિડેશન આંક + 3 (Oનો ઑક્સિડેશન આંક) = – 1
∴ x + 3 (– 2) = – 1
∴ x = +5
∴ Cl નો ઑક્સિડેશન આંક +5 છે.

(5) $\underline{C}H_2Cl_2$ માં C નો ઑક્સિડેશન આંક = x

∴ $x + 2(1) + 2(-1) = 0$

∴ $x + 2 - 2 = 0$

∴ C નો ઑક્સિડેશન આંક 0 છે.

(6) $\underline{Si}O_2$ માં Si નો ઑક્સિડેશન આંક = x

∴ $x + 2(-2) = 0$

∴ $x = 4$

∴ Siનો ઑક્સિડેશન આંક +4 છે.

(7) $\underline{Cr}O_4^{2-}$ માં Cr ઑક્સિડેશન આંક = x

∴ $x + 4(-2) = -2$

∴ $x - 8 = -2$

∴ $x = 6$

∴ Cr નો ઑક્સિડેશન આંક +6 છે.

(8) કેટલાંક અપવાદરૂપ સંયોજનોમાં લીટી દોરેલ તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક ગણવા.

(1) $H_2\underline{S}O_5$ પરમોનોસલ્ફ્યુરિક ઍસિડ(કેરો ઍસિડ)

$$\text{H-O-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\overset{\|}{\underset{\|}{\text{S}}}}}\text{-}\boxed{\text{O-O}}\text{-H}$$

માં ધારો કે Sનો ઑક્સિડેશન આંક = x છે.

2(Hનો ઑક્સિડેશન આંક) +2(Oના પેરૉક્સાઇડ ઑક્સિડેશન આંક)+ x + 3(Oનો ઑક્સિડેશન આંક) = 0

∴ $2(+1)+2(-1)+x+3(-2)=0$

∴ $x= +6$

(2) $H_2\underline{S}_2O_8$ પર ડાયસલ્ફ્યુરિક ઍસિડ(માર્શલ ઍસિડ)

$$\text{H-O-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\overset{\|}{\underset{\|}{\text{S}}}}}\text{-}\boxed{\text{O-O}}\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\overset{\|}{\underset{\|}{\text{S}}}}}\text{-OH}$$

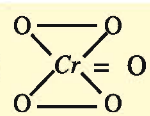
માં ધારો કે Sનો ઑક્સિડેશન આંક=x છે.

2(Hનો ઑક્સિડેશન આંક) + 2(Oના પેરૉક્સાઇડ ઑક્સિડેશન આંક) + 2x+ 6 (O ઑક્સિડેશન આંક) = 0

∴ $2(+1)+2(-1)+2x+6(-2)=0$

∴ $x = +6$

(3) $\underline{Cr}O_5$ ક્રોમિયમ પેન્ટોક્સાઇડ



CrO_5 માં પેરૉક્સિ વલય છે.

ધારો કે Crનો ઑક્સિડેશન આંક = x છે.

4(O પરમાણુ પેરૉક્સાઇડના ઑક્સિડેશન આંક) + (Crનો ઑક્સિડેશન આંક) + x + 1 (Oનો ઑક્સિડેશન આંક) = 0

∴ $4(-1)+x+1(-2)=0$

∴ $x = +6$

4.4.3 ઑક્સિડેશન આંક અને રેડોક્ષ પ્રક્રિયા

(Oxidation Number and Redox Reaction) : જે પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકોના ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર થાય તે પ્રક્રિયાને રેડોક્ષ પ્રક્રિયા કહે છે. પ્રક્રિયામાં જો પ્રક્રિયકના ઑક્સિડેશન આંકમાં વધારો થાય તો ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા અને ઑક્સિડેશન આંકમાં ઘટાડો થાય તો તેને રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા કહે છે.

ઝિંક અને હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ વચ્ચેની પ્રક્રિયાનો અભ્યાસ કરતાં જણાશે કે,

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

અથવા

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

(Cl^- પ્રેક્ષક આયન હોવાથી દૂર કરેલ છે, કારણ કે તેના ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેર પડતો નથી.)

રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

$$\underset{0}{Zn_{(s)}} + \underset{+1}{2H^+_{(aq)}} \rightarrow \underset{+2}{Zn^{2+}_{(aq)}} + \underset{0}{H_{2(g)}}$$

ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

આ પ્રક્રિયામાં ઝિંક બે ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને Zn^{2+} આયનમાં રૂપાંતરિત થાય છે. આમ તે ઑક્સિડેશન પામે છે. જ્યારે H^+ ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને રિડક્શન પામે છે અને H_2 મળે છે, તેથી Zn રિડક્શનકર્તા છે, જ્યારે H^+ ઑક્સિડેશનકર્તા છે. આ પ્રક્રિયાને ઑક્સિડેશન આંકની મદદથી જોતાં ઝિંકનો ઑક્સિડેશન આંક (0) શૂન્યમાંથી વધીને +2 થાય છે. જ્યારે H^+ નો ઑક્સિડેશન આંક +1થી ઘટીને (0) શૂન્ય થાય છે. તેથી કહી શકાય કે ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયામાં એક પ્રક્રિયકના ઑક્સિડેશન આંકમાં વધારો થાય છે અને રિડક્શન પ્રક્રિયામાં બીજા પ્રક્રિયકના ઑક્સિડેશન આંકમાં ઘટાડો થાય છે.

નીચે આપેલી રેડોક્ષ પ્રક્રિયા ઑક્સિડેશન આંકની ગણતરી વડે સમજાવી શકાય :

(1) $2HI_{(aq)} + Br_{2(l)} \rightarrow I_{2(s)} + 2HBr_{(aq)}$

ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર

I = – 1 માંથી 0 (ઑક્સિડેશન આંકમાં 1 નો વધારો)

Br = 0 માંથી – 1(ઑક્સિડેશન આંકમાં 1 નો ઘટાડો)

H =+1 માંથી +1 (ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર નથી તેથી પ્રેક્ષક આયન ગણાય છે.)

આ પ્રક્રિયામાં આયોડાઇડ આયનનું ઑક્સિડેશન અને બ્રોમિનનું રિડક્શન થાય છે.

(2) $3MnO_{2(s)} + 4Fe \rightarrow 3Mn_{(s)} + 2Fe_2O_{3(s)}$

ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર :

Mn = + 4 માંથી 0 (ઑક્સિડેશન આંકમાં 4 નો ઘટાડો)

Fe = 0 માંથી +3 (ઑક્સિડેશન આંકમાં 3 નો વધારો)

0 = – 2 માંથી – 2(ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર નથી.)

- પ્રેક્ષક આયન

આ પ્રક્રિયામાં આયર્નનું ઑક્સિડેશન અને મૅંગેનીઝ આયનનું રિડક્શન થાય છે.

(3) $MnO_4^{-1}+5Fe^{2+}+8H^+ \rightarrow Mn^{2+}+5Fe^{3+}+4H_2O$

ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર

Mn = +7 માંથી +2 (ઑક્સિડેશન આંકમાં 5 નો ઘટાડો)

Fe = +2 માંથી +3 (ઑક્સિડેશન આંકમાં 1 નો વધારો)

O = – 2 માંથી – 2 (ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર નથી.)

- પ્રેક્ષક આયન

H= +1 માંથી +1 (ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર નથી.)

- પ્રેક્ષક આયન

આ પ્રક્રિયામાં ફેરસઆયનનું ઑક્સિડેશન અને $KMnO_4$માંના મૅંગેનીઝ આયનનું રિડક્શન થાય છે.

4.5 ઑક્સિડેશન આંક અને નામકરણ

(Oxidation Number and Nomenclature)

રોમન વૈજ્ઞાનિકો રસાયણવિજ્ઞાનમાં ધાતુ-સંયોજનોના નામકરણ વખતે તેનાં તત્ત્વોની ઑક્સિડેશન-અવસ્થાનો ઉપયોગ કરતા હતા. આ નામકરણ પદ્ધતિ 'સ્ટૉક નોટેશન' (Stock notation) તરીકે જાણીતી છે. જેમાં ધાતુના નામને છેડે ધાતુનો ઑક્સિડેશન આંક કૌંસમાં રોમન આંકથી દર્શાવવામાં આવે છે. કૉપરના બે ઑક્સાઇડ Cu_2O અને CuO માં Cu નો ઑક્સિડેશન આંક અનુક્રમે +1 અને +2 છે. આ બંને સંયોજનો અનુક્રમે કૉપર (I) ઑક્સાઇડ અને કૉપર (II) ઑક્સાઇડ તરીકે જાણીતા છે. તે જ રીતે આયર્નના બે ઑક્સાઇડ FeO અને Fe_2O_3 માં Fe નો ઑક્સિડેશન આંક અનુક્રમે +2 અને +3 છે. આ બંને સંયોજનો અનુક્રમે આયર્ન (II) ઑક્સાઇડ અને આયર્ન (III) ઑક્સાઇડ તરીકે જાણીતા છે.

સ્ટૉક નોટેશન નામકરણ પદ્ધતિ એવા પ્રકારની ધાતુઓ માટે વપરાય છે કે જેની ઑક્સિડેશન-અવસ્થા એક કરતાં વધારે હોય છે.

(1) $FeSO_4$ ને આયર્ન (II) સલ્ફેટ

(2) $Fe_2(SO_4)_3$ ને આયર્ન (III) સલ્ફેટ

(3) Na_2CrO_4 ને સોડિયમ ક્રોમેટ (VI)

(4) $K_2Cr_2O_7$ ને પોટૅશિયમ ડાયક્રોમેટ (VI)

(5) Cr_2O_3 ને ક્રોમિયમ (III) ઑક્સાઇડ

(6) Mn_2O_7 ને મૅંગેનીઝ (VII) ઑક્સાઇડ

(7) V_2O_5 ને વેનેડિયમ (V) ઑક્સાઇડ

સ્ટૉક નોટેશનનો ઉપયોગ સામાન્ય રીતે ધાતુ તત્ત્વો માટે થાય છે. જ્યારે અધાતુ તત્ત્વો માટે થતો નથી.

4.6 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાનું સમીકરણ

(Equation of Redox Reaction)

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાનું સમીકરણ દર્શાવવા માટે કેટલાક સામાન્ય નિયમોનું પાલન થવું જોઈએ :

(1) પ્રક્રિયકો અને નીપજોના આણ્વિય સૂત્રો જાણતા હોવા જોઈએ.

(2) ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા દરમિયાન મુક્ત થતાં બધા જ ઇલેક્ટ્રૉનનો ઉપયોગ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયામાં થવો જોઈએ. એટલે કે પ્રક્રિયામાં ઇલેક્ટ્રૉનનો ફેરફાર સમાન હોવો જોઈએ.

(3) દ્રવ્યસંચયના નિયમનું પાલન થવું જોઈએ. અહીં પરમાણુઓ અથવા તત્ત્વોની સંખ્યા સમીકરણની બંને બાજુએ સમાન હોવી જોઈએ.

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ ઍસિડિક, બેઝિક અથવા તટસ્થ માધ્યમમાં થાય છે. ઍસિડિક માધ્યમમાં ઑક્સિજનની જરૂરિયાત પૂરી કરવા H_2O અને હાઇડ્રોજનની જરૂરિયાત પૂરી કરવા H^+આયનનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. બેઝિક માધ્યમમાં ઑક્સિજનની જરૂરિયાત પૂરી કરવા H_2O અને હાઇડ્રોજનની જરૂરિયાત પૂરી કરવા OH^-નો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે.

4.7 રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન

(Balancing of Redox Reaction Equation)

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન કરવા માટે બે પદ્ધતિઓનો ઉપયોગ થાય છે :

(1) ઑક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ (2) ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણ પદ્ધતિ.

4.7.1 ઑક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન (Balancing of Redox Reaction by Oxidation Number Method) : રેડોક્ષ સમીકરણના સમતોલનમાં સમીકરણના પ્રક્રિયકો અને નીપજોનાં તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાને સમતુલિત કરવામાં આવે છે જે ઍસિડિક અને બેઝિક એવાં બંને જુદાં જુદાં માધ્યમોમાં સમતુલિત કરી શકાય છે.

રેડોક્ષ સમીકરણના સમતોલનમાં નીચેના મુદ્દાઓનો ક્રમશઃ ઉપયોગ કરી સમતુલિત સમીકરણ મેળવવામાં આવે છે :

મુદ્દા :

(1) રેડોક્ષ સમીકરણમાં રહેલાં બધાં જ તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક ગણો.

(2) ઑક્સિડેશન આંકનો ફેરફાર થતો હોય તેવા પ્રક્રિયકો અને નીપજોના પરમાણુઓનું સમતોલન કરો અને ઑક્સિડેશન આંકમાં થતો ફેરફાર લખો. જો એક જ પ્રક્રિયક ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન એમ બંને પ્રક્રિયા અનુભવતો હોય તો તે પ્રક્રિયક અથવા નીપજ બે વખત દર્શાવો.

(3) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન પ્રક્રિયાઓ નક્કી કરો અને ઑક્સિડેશન આંકમાં થતો ફેરફાર લખો.

(4) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને સમતુલિત કરવા માટે ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન પ્રક્રિયાને યોગ્ય સહગુણક વડે ગુણો.

(5) પ્રક્રિયકો અને નીપજોના વીજભાર અને પ્રક્રિયાના માધ્યમને આધારે H^+ અથવા OH^- આયન ઉમેરી, ઑક્સિજનના પરમાણુ સમતુલિત કરવા H_2O ઉમેરી સમતુલિત સમીકરણ મેળવો તેમજ પ્રેક્ષક પરમાણુ સમતુલિત કરવા જો માધ્યમ એસિડિક હોય તો H^+ અને H_2O ઉમેરવા અને બેઝિક માધ્યમ હોય તો OH^- અને H_2O ઉમેરવા સમીકરણમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોના વીજભાર દર્શાવવા. જે સમતુલિત સમીકરણમાં સમાન થાય છે.

દાખલો 4.1 : નીચે આપેલી રેડોક્ષ પ્રક્રિયા ઑક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ વડે સમતુલિત કરો.

ઉકેલ :

$MnO_4^{-1} + H_2S + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + S$ (એસિડિક માધ્યમ)

(1) તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક લખો.

$MnO_4^{-1} + H_2S \rightarrow Mn^{2+} + S$

(+7)(−2) (+1)(−2) +2 0

(2) ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર થતાં તત્ત્વોના પરમાણુનું સમતોલન કરો. ઑક્સિડેશન આંકમાં થતો ફેરફાર લખો.

$MnO_4^{-1} + H_2S \rightarrow Mn^{2+} + S$

(+7) (−2) (+2) 0

(3) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન પ્રક્રિયા નક્કી કરો.

ઑક્સિડેશન આંકનો વધારો - ઑક્સિડેશન

(+2)

$MnO_4^{-1} + H_2S \rightarrow Mn^{2+} + S$

(−5)

ઑક્સિડેશન આંકનો ઘટાડો - રિડક્શન

(4) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને સમતુલિત કરવા માટે ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાને 5 અને રિડક્શન પ્રક્રિયાને 2 વડે ગુણતાં

$2MnO_4^{-1} + 5H_2S \rightarrow Mn^{2+} + 5S$

(5) વીજભાર અને ઑક્સિડેશન આંકનો ફેરફાર થતો ન હોય તેવા પરમાણુઓ (પ્રેક્ષકો) ને સમતુલિત કરતાં

$2MnO_4^{-1} + 5H_2S + 6H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5S + 8H_2O$

વીજભાર $2(-1)\ 5(0) + 6(+1) = 2(+2) + 5(0) + 8(0)$

$-2 + 6 = +4$

$+4 = +4$

ઉપરની રેડોક્ષ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોમાં વીજભાર અને વજન-તુલ્યતાથી સમતુલિત છે.

દાખલો 4.2 : નીચેની રેડોક્ષ પ્રક્રિયા ઑક્સિડેશન આંકની પદ્ધતિ વડે સમતુલિત કરો.

ઉકેલ : $P_4 + OH^- \rightarrow PH_3 + H_2PO_2^{1-}$

(1) તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક લખો.

$P_4 + OH^- \rightarrow PH_3 + H_2PO_2^{1-}$

0 −2+1 (−3)(+1)+(1+1)(−2)

(2) તત્ત્વોના પરમાણુઓનું સમતોલન કરો અને ઑક્સિડેશન આંકમાં થતો ફેરફાર લખો.

$P_4 + P_4 \rightarrow 4PH_3 + 4H_2PO_2^{1-}$

0 0 4(−3) 4(1)

−12 +4

(3) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન પ્રક્રિયા નક્કી કરો.

4(+1) = 4 ઑક્સિડેશન આંકનો વધારો − ઑક્સિડેશન

(+4)

$P_4 + P_4 \rightarrow 4PH_3 + 4H_2PO_3^{1-}$

4(−3) = −12

ઑક્સિડેશન આંકનો ઘટાડો - રિડક્શન

(4) ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને સમતુલિત કરવા માટે ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાને 3 વડે ગુણતાં

$$P_4 + 3P_4 \rightarrow 4PH_3 + 12H_2PO_2^{1-}$$

$$4P_4 \rightarrow 4PH_3 + 12H_2PO_2^{1-}$$

4 સામાન્ય લેતાં સમીકરણ $P_4 \rightarrow PH_3 + 3H_2PO_2^{1-}$

(5) વીજભાર અને ઑક્સિડેશન આંકનો ફેરફાર થતો ન હોય તેવા પરમાણુઓને સમતુલિત કરવા બેઝિક માધ્યમમાં .OH^- અને H_2O મૂકવા.

$$P_4 + 3OH^- + 3H_2O \rightarrow PH_3 + 3H_2PO_2^{1-}$$

વીજભાર 4(0)+3(– 1)+3(0)   0 + 3(– 1)

– 3 = – 3

ઉપરની રેડોક્ષ પ્રક્રિયા વીજભાર અને વજન-તુલ્યતાથી સમતુલિત કરેલ છે.

4.7.2 ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણની પદ્ધતિ વડે રેડોક્ષ પ્રક્રિયાના સમીકરણનું સમતોલન (Balancing of Redox Reaction Equation Using Oxidation Number and Half-Reaction Equation Method) : રેડોક્ષ સમીકરણના સમતોલનમાં નીચેના મુદ્દાઓનો ક્રમશઃ ઉપયોગ કરી સમતુલિત સમીકરણ મેળવવામાં આવે છે.

મુદ્દાઓ :

(1) ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર થતો હોય તેવાં તત્ત્વો શોધો અને તેની અર્ધ પ્રક્રિયાઓ લખો.

(2) ઑક્સિડેશન આંકમાં ફેરફાર થતો હોય તેવી બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓ જુદી તારવી તેમના પરમાણુઓનું સમતોલન કરો.

(3) બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓમાં ઑક્સિડેશન આંકને આધારે તફાવત જેટલા ઇલેક્ટ્રૉન બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં મૂકો.

(4) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં કુલ વીજભારના તફાવતને આધારે અને માધ્યમને આધારે H^+, OH^- અને H_2O ઉમેરી સમતુલિત કરો.

(5) બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સમાન કરી બંને અર્ધ પ્રક્રિયાનો સરવાળો કરી સમતુલિત સમીકરણ મેળવો.

દાખલો 4.3 : નીચે આપેલી રેડોક્ષ પ્રક્રિયા અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણની પદ્ધતિ માટે સમતુલિત કરો :

$MnO_4^- + H_2S \rightarrow Mn^{2+} + S$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(1) તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયાઓ લખવી.

$$MnO_4^- + H_2S \rightarrow Mn^{2+} + S$$

(+7) (– 2) (+1)(– 2)   +2   0

$MnO_4^{-1} \rightarrow Mn^{2+}$	$H_2S \rightarrow S$
ઑક્સિડેશન આંકમાં ઘટાડો	ઑક્સિડેશન આંકમાં વધારો
∴ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા	∴ ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા

(2) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં તત્ત્વોના પરમાણુઓનું સમતોલન કરો.

$MnO_4^{-1} \rightarrow Mn^{2+}$	$H_2S \rightarrow S$
(+7) +2	(– 2) 0

(3) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરવા.

$MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$ | $H_2S \rightarrow S + 2e^-$

(4) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં વીજભાર સમતુલિત કરવા ઍસિડિક માધ્યમને આધારે H^+ અને H_2O ઉમેરવા.

$$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$H_2S \rightarrow S + 2e^- + 2H^+$$

બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સમાન કરવા ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયાને 5 વડે અને રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયાને 2 વડે ગુણી બંને અર્ધ પ્રક્રિયાનો સરવાળો કરતાં

$$2MnO_4^- + 10e^- + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

$$5H_2S \rightarrow 5S + 10e^- + 10H^+$$

$$2MnO_4^- + 5H_2S + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5S$$

2(– 1) + 5(0) 6(+1)   2(+2) 8(0) + 5(0)

– 2 + (0) + 6 (+1) = +4

+4 = +4

ઉપર્યુક્ત રેડોક્ષ પ્રક્રિયા વીજભાર અને વજન-તુલ્યતાથી સમતુલિત છે.

દાખલો 4.4 : નીચેની રેડોક્ષ પ્રક્રિયા અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણની મદદથી સમતુલિત કરો :

$P_4 + OH^{1-} \rightarrow PH_3 + H_2PO_2^{1-}$ (બેઝિક માધ્યમ)

(1) તત્ત્વોના ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધ પ્રક્રિયાઓ લખવી.

$$P_4 + OH^{1-} \rightarrow PH_3 + H_2PO_2^{1-}$$

0   – 2 +1   – 3(+1) +1 +1 – 2

$P_4 \rightarrow H_2PO_2^{1-}$	$P_4 \rightarrow PH_3$
ઑક્સિડેશન આંકમાં વધારો થાય છે.	ઑક્સિડેશન આંકમાં ઘટાડો થાય છે.
∴ ઑક્સિડેશન અર્ધ પ્રક્રિયા	∴ રિડક્શન અર્ધ પ્રક્રિયા

(2) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં તત્ત્વોના પરમાણુઓનું સંતુલન કરો.

$P_4 \rightarrow$	$4H_2PO_2^{1-}$	$P_4 \rightarrow 4PH_3$	
4(0)	4(1)	0	4(−3)
0	+4		−12

(3) બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓમાં ઑક્સિડેશન આંકના તફાવતને આધારે ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરવા.

$P_4 \rightarrow 4H_2PO_2^{1-} + 4e^-$ | $P_4 + 12e^- \rightarrow 4PH_3$

(4) બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓમાં વીજભાર સમતુલિત કરવા બેઝિક માધ્યમને આધારે OH^- અને H_2O ઉમેરવા.

$P_4 + 8OH^- \rightarrow 4H_2PO_2^{1-} + 4e^-$

$P_4 + 12e^- + 12H_2O \rightarrow 4PH_3 + 12OH^-$

(5) બંને અર્ધ પ્રક્રિયામાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા સમાન કરવા ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાને 3 વડે ગુણી અને બંને અર્ધ પ્રક્રિયાઓનો સરવાળો કરવો.

$3P_4 + 24OH^- \rightarrow 12H_2PO_2^{1-} + 12e^-$

$P_4 + 12e^- + 12H_2O \rightarrow 4PH_3 + 12OH^-$

$4P_4 + 12H_2O + 12OH^- \rightarrow 12H_2PO_2^{1-} + 4PH_3$

ચાર સામાન્ય લેતાં

$P_4 + 3H_2O + 3OH^- \rightarrow 3H_2PO_2^{1-} + PH_3$

(0) + (0) 3(−1) = −3 3(−1) + 0 = −3

ઉપર્યુક્ત રેડોક્ષ પ્રક્રિયા વીજભાર અને વજન તુલ્યતાથી સમતુલિત છે.

સારાંશ

રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓનું સ્વરૂપ એક એવી અગત્યની પ્રક્રિયા છે કે જેમાં ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન એક સાથે થાય છે. તેમાં સમાયેલા મુદ્દાઓમાં ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય ઑક્સિડેશન આંક વગેરે સમાયેલા છે. આ પ્રકરણમાં આ મુદ્દાઓની ઊંડાણથી સમજ આપવા પ્રયત્ન કરેલ છે. ઑક્સિડેશન, રિડક્શન, ઑક્સિડેશનકર્તા, રિડક્શનકર્તાનો ક્રમશઃ ખ્યાલ આપેલો છે.

ઑક્સિડેશન આંક શોધવા માટે ક્રમિક નિયમો આપેલા છે જેને અનુસરતાં ઑક્સિડેશન આંક શોધી શકાય છે. ધાતુનાં સંયોજનોમાં સ્ટૉક નોટેશન પદ્ધતિથી નામકરણ દર્શાવી શકાય. રેડોક્ષ પ્રક્રિયા સમતુલિત સમીકરણ પદ્ધતિ મેળવવા બે પદ્ધતિઓ (i) ઑક્સિડેશન આંક પદ્ધતિ (ii) અર્ધ પ્રક્રિયા સમીકરણ પદ્ધતિ વાપરી શકાય છે. જે ઍસિડિક અને બેઝિક બંને માધ્યમમાં ઉદાહરણ સાથે દર્શાવેલ છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) જે પ્રક્રિયા દરમિયાન હાઇડ્રોજન ઉમેરાય તેવી પ્રક્રિયાને શું કહે છે ?

(A) ઑક્સિડેશન (B) રિડક્શન

(C) રેડોક્ષ (D) આપેલી બધી જ

(2) $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2HBr_{(g)}$ આ પ્રક્રિયામાં કોણ ઑક્સિડેશન પામે છે.

(A) H_2 (B) Br_2

(C) HBr (D) H_2 અને Br_2 બંને

(3) નીચેનામાંથી કયું વિધાન સાચું છે ?

(A) રિડક્શનકર્તાનું રિડક્શન થાય છે. (B) ઑક્સિડેશનકર્તાનું ઑક્સિડેશન થાય છે.

(C) રિડક્શનકર્તાનું ઑક્સિડેશન થાય છે. (D) રેડોક્ષ પ્રક્રિયામાં ઑક્સિડેશન-રિડક્શન થતું નથી.

(4) નીચેની પ્રક્રિયામાં ઑક્સિડેશનકર્તા પદાર્થ કયો છે ?

$R\text{-}CHO + 2CuO \rightarrow Cu_2O + R\text{-}COOH$

(A) CuO (B) R-CHO

(C) Cu_2O (D) R-COOH

(5) નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયા રેડોક્ષ છે ?

(A) $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O(\ell)$

(B) $CH_3COOH + CH_3OH \rightarrow CH_3COOCH_3 + H_2O$

(C) $K_2SO_{4(aq)} + BaCl_{2(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + BaSO_{4(s)}$

(D) $H_2S_{(aq)} + 3H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 4SO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}$

(6) $\underline{Ba}O_2$ અને $\underline{Si}O_2$ માં લીટી દોરેલ પરમાણુના ઑક્સિડેશન આંક કયા ક્રમમાં છે ?

(A) +2, +4 (B) +2, +2

(C) +4, +2 (D) +4, +4

(7) $CH_3CHO_{(s)} + Ag_2O_{(s)} \rightarrow CH_3COOH + 2Ag$ પ્રક્રિયામાં કયો પદાર્થ રિડક્શનકર્તા છે.

(A) CH_3CHO (B) Ag_2O

(C) CH_3COOH (D) Ag

(8) N_3H માં N નો ઑક્સિડેશન આંક કેટલો થશે ?

(A) 2 (B) 1

(C) $-\frac{1}{3}$ (D) O

(9) $K_2Cr_2O_7 + (a)SO_2 + (b)\ H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + (c)H_2O$ પ્રક્રિયામાં (a), (b) અને (c) અનુક્રમે કયા સહગુણક હશે ?

(A) 1, 1, 3 (B) 3, 1, 1

(C) 1, 3, 1 (D) 3, 1, 3

(10) નીચેનામાંથી કયો પરમાણુ ધન અને ઋણ ઑક્સિડેશન આંક તેનાં સંયોજનોમાં ધરાવી શકે છે ?

(A) F (B) Na

(C) Ar (D) Cl

(11) સમતુલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયા $BrO_3^- + (a)Br^- + (b)\ H^+ \rightarrow (c)\ Br_2 + (d)\ H_2O$ માટે a, b, c અને d નાં મૂલ્યો અનુક્રમે જણાવો :

(A) 5, 6, 3, 3 (B) 5, 4, 3 ,4

(C) 3, 5, 6, 3 (D) 3, 3, 6, 5

(12) નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયામાં H_2SO_4 ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે વર્તે છે ?

(A) $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$

(B) $2HCl + H_2SO_4 \rightarrow Cl_2 + SO_2 + 2H_2O$

(C) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$

(D) $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) ઑક્સિડેશન-પ્રક્રિયા એટલે શું ?

(2) રિડક્શન-પ્રક્રિયા એટલે શું ?

(3) ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાનું ઉદાહરણ આપો.

(4) રિડક્શન પ્રક્રિયાનું ઉદાહરણ આપો.

(5) ઑક્સિડેશનકર્તા એટલે શું ?

(6) રિડક્શનકર્તા એટલે શું ?

(7) ઑક્સિડેશન આંક એટલે શું ?

(8) સ્ટૉક નોટેશન પદ્ધતિ કોને લાગુ પડે છે ?

(9) H_2SO_5 માં S નો ઑક્સિડેશન આંક ગણો.

(10) સિલ્વર નાઇટ્રેટના દ્રાવણમાં Cu નો સળિયો મૂકતાં થતી રાસાયણિક પ્રક્રિયા લખો.

(11) જસતના સળિયાને H_2SO_4 ના દ્રાવણમાં મૂકતાં થતી રાસાયણિક પ્રક્રિયા લખો.

(12) $K_2Cr_2O_7$ નું સ્ટૉક નોટેશન પ્રમાણે નામ લખો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ઑક્સિડેશન-રિડક્શન (રેડોક્ષ) પ્રક્રિયા સમજાવો.

(2) નીચેનાં ઉદાહરણોમાં કાર્બનનો ઑક્સિડેશન આંક શોધો :

CH_4 , CO, H_2CO_3, K_2CO_3

(3) નીચેના ઉદાહરણમાં નાઇટ્રોજનનો ઑક્સિડેશન આંક શોધો :

$(NH_4)_2CO_3$, N_2H_4, $NaNO_3$, $BaNO_2$

(4) સ્ટૉક નોટેશન નામકરણ પદ્ધતિ ઉદાહરણ સહિત સમજાવો :

(5) નીચેની પ્રક્રિયાઓ રેડોક્ષ છે કે નહિ ? સમજાવો.

(1) $H_2S_{(aq)} + Cl_{2(g)} \rightarrow S_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$

(2) $2Na_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$

(3) $FeSO_{4(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow MgSO_{4(aq)} + Fe_{(s)}$

(4) $Cu_{(s)}+4HNO_{3(aq)}\rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)}+2NO_{2(g)}+ 2H_2O$

(6) $Cr^{3+}_{(aq)} + ClO_3^{1-}{}_{(aq)} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + ClO_{2(aq)}$

પ્રક્રિયામાં, નીચે માંગેલ માહિતી આપો :

(1) કયા પ્રક્રિયકનું ઑક્સિડેશન થાય છે ?

(2) કયા પ્રક્રિયકનું રિડક્શન થાય છે ?

(3) કયો પ્રક્રિયક ઑક્સિડેશનકર્તા છે ?

(4) કયો પ્રક્રિયક રિડક્શનકર્તા છે ?

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર જવાબ આપો :

(1) ઇલેક્ટ્રૉન વિનિમય આધારિત ઑક્સિડેશન-રિડક્શન (રેડોક્ષ)ની ત્રણ પ્રક્રિયાઓ ઉદાહરણ સાથે સમજાવો.

(2) નીચેની રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ (ઑક્સિડેશન આંક અને અર્ધપ્રક્રિયા સમીકરણ) બંને પદ્ધતિથી સમતોલિત કરો :

(1) $MnO_4^{1-} + As_2O_3 \rightarrow Mn^{2-} + AsO_4^{3-}$ ($pH < 7$)

(2) $Br_2 + OH^- \rightarrow BrO_3^- + Br^-$ (બેઝિક માધ્યમ)

(3) $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(4) $P_4 + NO_3^- \rightarrow PO_4^{3-} + NO_2$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(5) $FeS + H_2O_2 \rightarrow FeO + SO_2$(ઍસિડિક માધ્યમ)

(6) $Cr(OH)_3^{1-} + HO_2^{1-} \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + OH^-$ (બેઝિક માધ્યમ)

(7) $As_2O_3 + CrO_4^{2-} \rightarrow H_3AsO_4 + Cr_2O_3$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(8) $S_2O_3^{2-} + Br_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + Br^-$

(9) $Cu_2S + SO_4^{2-} \rightarrow CuO + SO_2$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(10) $P_4 + NaOH \rightarrow PH_3 + NaH_2PO_2$ (બેઝિક માધ્યમ)

(11) $V + H_2O \rightarrow H_4V_6O_{17} + H_2$ (બેઝિક માધ્યમ)

(12) $Ag_2S + CN^{1-} + O_2 \rightarrow Ag(CN)^-_2 + S$ (બેઝિક માધ્યમ)

(13) $Cl_2 + NaOH \rightarrow ClO_3^- + NaCl$ (બેઝિક માધ્યમ)

(14) $CuS + SO_4^{2-} \rightarrow CuO + SO_2$ (ઍસિડિક માધ્યમ)

(15) $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

•

હાઇડ્રોજન

5.1 પ્રસ્તાવના

5.2 હાઇડ્રોજન(H)નું આવર્ત કોષ્ટકમાં સ્થાન

5.3 હાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિકો

5.4 ડાયહાઇડ્રોજન(H_2)ની બનાવટ અને ભૌતિક ગુણધર્મો

5.5 હાઇડ્રાઇડ

5.5.1 ક્ષારીય અથવા આયનીય હાઇડ્રાઇડ

5.5.2 ધાત્વીય અથવા આંતરાણ્વિય હાઇડ્રાઇડ

5.5.3 આણ્વિય અથવા સહસંયોજક હાઇડ્રાઇડ

5.6 પાણી (H_2O)

5.6.1 ભૌતિક ગુણધર્મો

5.6.2 બરફનું બંધારણ

5.6.3 રાસાયણિક ગુણધર્મો

5.6.4 કઠિન(સખત) અને નરમ પાણી

5.7 હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઇડ (H_2O_2)

5.7.1 બનાવટ

5.7.2 ભૌતિક ગુણધર્મો

5.7.3 રાસાયણિક ગુણધર્મો

5.8 ભારે પાણી (D_2O)

5.9 ડાયહાઇડ્રોજનની આર્થિક ઉપયોગિતા

5.1 પ્રસ્તાવના

વિશ્વમાં સૌથી વિપુલ પ્રમાણમાં અને પૃથ્વીની સપાટી ઉપર ત્રીજા નંબરના ક્રમમાં મળતા ડાયહાઇડ્રોજન (હાઇડ્રોજન અણુ H_2)ને ઊર્જાના ભવિષ્યના સૌથી મોટા સ્રોત તરીકે જોવામાં આવે છે. કુદરતમાંનાં તમામ તત્ત્વોમાં હાઇડ્રોજન સૌથી સાદું પરમાણ્વિય બંધારણ ધરાવે છે. તે ફક્ત એક પ્રોટોન અને એક ઇલેક્ટ્રૉનનો બનેલો છે. તેમ છતાંયે તે દ્વિપરમાણ્વિય અણુ(H_2) અથવા ડાયહાઇડ્રોજન સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. તે બીજા કોઈ પણ તત્ત્વ કરતાં વધારે ઘટકો રચે છે. શું તમે જાણો છો કે ડાયહાઇડ્રોજનનો ઊર્જાના એક સ્રોત તરીકે ઉપયોગ કરીને ઊર્જાસંબંધિત વૈશ્વિક (Global) ચિંતાને મહદંશે હલ કરી શકાય તેમ છે ? પૃથ્વી પર પાણી વિપુલ પ્રમાણમાં પ્રાપ્ય છે. આથી જો તેને ડાયહાઇડ્રોજન મેળવવાનો સ્રોત બનાવી શકાય તો વિજ્ઞાનીઓ ઊર્જા વિશે ઘણું હાંસલ કરી શકાશે. હકીકતમાં તો ડાયહાઇડ્રોજન ખૂબ જ ઔદ્યોગિક મહત્ત્વ ધરાવે છે જે આપણે આ પ્રકરણમાં શીખીશું.

5.2 હાઇડ્રોજન (H)નું આવર્ત કોષ્ટકમાં સ્થાન

(Position of Hydrogen (H) in the Periodic Table)

આવર્ત કોષ્ટકમાં હાઇડ્રોજન પ્રથમ આવર્તનું પ્રથમ તત્ત્વ (H) છે. છતાં આવર્ત કોષ્ટકમાં તેનું સ્થાન ચર્ચાનો વિષય બની રહેલ છે. બધાં તત્ત્વોની સરખામણીમાં તેની પરમાણ્વિય રચના સૌથી સાદી છે. હાઇડ્રોજનનો પરમાણ્વિય-ક્રમાંક Z=1 છે અને પરમાણ્વિય દળ 1.008 u છે. આથી તે આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકના વર્ગીકરણમાં પ્રથમ તત્ત્વ ગણાય છે. હાઇડ્રોજનના ભૌતિક ગુણધર્મો અધાતુ જેવા છે. જ્યારે કેટલાક રાસાયણિક ગુણધર્મો ધાતુ અને અધાતુ જેવા છે.

હાઇડ્રોજનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^1$ છે જે 1(પ્રથમ) સમૂહ આલ્કલી ધાતુઓની બાહ્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^1 જેવી

હોય છે. તો બીજી બાજુ ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારીને તે ઉમદાવાયુ He ($1s^2$) જેવી રચના પ્રાપ્ત કરી શકે છે.

આલ્કલી ધાતુઓ એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી ધન વીજભારિત આયન અથવા ધનાયન (Li^+, Na^+, K^+) બનાવે છે. તે રીતે હાઇડ્રોજન પણ એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી ધન વીજભારિત આયન અથવા ધનાયન (H^+) બનાવી શકે છે. આલ્કલી ધાતુઓની સંયોજકતા +1 ગણાય છે. આલ્કલી ધાતુઓની જેમ તે સ્થાયી ઑક્સાઇડ, પેરૉક્સાઇડ, હેલાઇડ અને સલ્ફાઇડ બનાવે છે. જેમકે $Na_2O, H_2O, Na_2O_2, H_2O_2$, NaCl, HCl, Na_2S, H_2S. હાઇડ્રોજન આલ્કલી ધાતુઓની માફક પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. આમ છતાં આલ્કલી ધાતુઓ ઘન સ્વરૂપે છે; જ્યારે હાઇડ્રોજન વાયુરૂપ અધાતુ છે. આલ્કલી ધાતુઓની આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘણી ઓછી છે જ્યારે હાઇડ્રોજનની આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘણી વધારે છે. (Li $\Delta_i H$ = 520 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$, H $\Delta_i H$ = 1312 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$) આયનીકરણ એન્થાલીના સંદર્ભમાં હાઇડ્રોજન, હેલોજન્સ સાથે વધારે સામ્યતા ધરાવે છે.(F $\Delta_i H$ =1680 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$)

હાઇડ્રોજનને 17મા સમૂહ અથવા હેલોજન સમૂહનાં તત્ત્વો સાથે મૂકી શકાય કારણ કે હાઇડ્રોજન 17 મા સમૂહના હેલોજન તત્ત્વો સાથે પણ સામ્યતા ધરાવે છે. હાઇડ્રોજન એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી હેલાઇડ આયન (X^-)ની જેમ હાઇડ્રાઇડ આયન (H^-) ઋણ આયન બનાવે છે. હેલોજન તત્ત્વો જેમ સ્થાયી દ્વિ-પરિમાણ્વિય અણુ બનાવે છે (F_2, Cl_2, Br_2),તેમ હાઇડ્રોજન અણુ દ્વિ-પરિમાણ્વિય (H_2) અણુ બનાવે છે. હેલોજનની માફક તે અન્ય પ્રબળ વિદ્યુતધનમય તત્ત્વો સાથે હાઇડ્રાઇડ સંયોજન આપે છે. પરંતુ પ્રતિક્રિયાત્મકતાના સંદર્ભે તે હેલોજનની તુલનામાં ઘણી ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મકતા ધરાવે છે. આમ છતાં હેલોજન તત્ત્વો રંગીન અને પ્રબળ ઑક્સિડેશન-કર્તા (Oxidising Agent) છે જ્યારે હાઇડ્રોજન પ્રબળ રિડક્શન-કર્તા (Reducing Agent) છે.

કેટલીક ચોક્કસ બાબતોમાં હાઇડ્રોજન આલ્કલી ધાતુઓ અને હેલોજન અધાતુઓને મળતું આવતું હોવા છતાં વાસ્તવિકતા એ છે કે તે તેમનાથી જુદો પણ પડે છે. આમ હાઇડ્રોજનનું સ્થાન આજે પણ અનિશ્ચિત છે કે પ્રથમ સમૂહ કે સત્તરમા સમૂહમાં ગણવો. આથી પ્રથમ અથવા સત્તરમા સમૂહમાં દર્શાવવાને બદલે પ્રથમ આવર્તની મધ્યમાં દર્શાવવામાં આવે છે. હાઇડ્રોજન ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવીને પ્રોટોન (H^+ આયનીય ત્રિજ્યા ~ 1.5×10^{-3} pm)

(pm = પિકો મીટર = 10^{-12} મીટર)

આયનમાં પરિણમે છે જે સામાન્ય આયનોના પરમાણ્વિય (Atomic) અને આયનીય (Ionic) કદ (આયનીય ત્રિજ્યા 50 થી 200 pm)ની સરખામણીમાં ઘણું જ નાનું છે. તેથી (H^+) મુક્ત રીતે અસ્તિત્વ ધરાવી શકતો નથી. તેથી તે બીજા પરમાણુ (Atom) અથવા અણુ (molecule) સાથે હંમેશાં સંયોજિત રહે છે. જેમકે $H^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+$ આથી હાઇડ્રોજન તત્ત્વ વર્તણૂકની દૃષ્ટિએ અજોડ છે. તેથી જ પ્રથમ આવર્તમાં અલગ રીતે મૂકવામાં આવેલ છે.

5.3 હાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિકો

(Isotopes of Hydrogen)

હાઇડ્રોજનના ત્રણ સમસ્થાનિકો છે. પ્રોટિયમ (Protium ^1_1H અથવા P) ડ્યુટેરિયમ (Deuterium ^2_1H અથવા D) અને ટ્રિટિયમ (Tritium ^3_1H અથવા T) ના નામથી ઓળખાય છે. ન્યુટ્રૉનની હાજરીમાંના સંદર્ભે આ સમસ્થાનિકો એકબીજાથી જુદા પડે છે. અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક હેરોલ્ડ સી. યુરેને (Harold C. Urey) હાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિકોને ભૌતિક રીતે અલગ કરવા બદલ નોબેલ પારિતોષિક 1934માં મળેલું.

પ્રોટિયમનું કેન્દ્ર (નાભિ) ફક્ત એક પ્રોટોન ધરાવે છે. ડ્યુટેરિયમનું કેન્દ્ર એક પ્રોટોન અને એક ન્યુટ્રૉન ધરાવે છે. જ્યારે ટ્રિટિયમનું કેન્દ્ર એક પ્રોટોન અને બે ન્યુટ્રૉન ધરાવે છે. આમ અનુક્રમે તેમના દળક્રમાંક એક, બે અને ત્રણ છે. કુદરતમાં મળતા ડાયહાઇડ્રોજનમાં પ્રોટિયમ સૌથી વધારે પ્રમાણમાં હોય છે. તેના પરમાણુઓ ડ્યુટેરિયમના પરમાણુઓ કરતાં આશરે 5000 ગણા વધારે હોય છે. જ્યારે ટ્રિટિયમના પરમાણુનું પ્રમાણ ખૂબ જ ઓછું હોય છે. ટ્રિટિયમ અને પ્રોટિયમના પરમાણુઓમાં તેનું સાપેક્ષ પ્રમાણ $1:10^{17}$ હોય છે. ટ્રિટિયમના ઓછા પ્રમાણ માટે તેની અસ્થાયીતા અને તેના કેન્દ્ર (નાભિ)નો વિકિરણીય ગુણધર્મ જવાબદાર છે. આ સમસ્થાનિકો પૈકી ટ્રિટિયમ રેડિયોસક્રિય છે અને ઓછી ઊર્જાવાળા (β^-) કણોનું ઉત્સર્જન કરે છે. તેનું અર્ધ આયુષ્ય ($t_{1/2}$ =12.33) વર્ષ છે.

આ ત્રણ સમસ્થાનિકોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના સમાન હોવાથી તેના રાસાયણિક ગુણધર્મો સમાન હોય છે. પરંતુ બંધન ઊર્જા એન્થાલ્પીના તફાવતને કારણે પ્રક્રિયાવેગમાં તફાવત જોવા મળે છે. આ સમસ્થાનિકોના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં તેમના વિપુલ જથ્થાને કારણે ઘણાબધા જુદા પડે છે જે કોષ્ટક 5.1માં દર્શાવ્યા છે.

કોષ્ટક 5.1

ગુણધર્મ	પ્રોટિયમ	ડ્યુટેરિયમ	ટ્રિટિયમ
સાપેક્ષ પ્રચૂરતા (%)	99.985	0.015	10^{-15}
સાપેક્ષ પરમાણ્વિય દળ ($gmol^{-1}$)	1.008	2.014	3.016
ગલનબિંદુ (K)	13.96	18.73	20.62
ઉત્કલનબિંદુ (K)	20.39	23.67	25.0
ઘનતા (gL^{-1})	0.09	0.18	0.27
ગલન એન્થાલ્પી ($kJ\ mol^{-1}$)	0.117	0.197	-
બાષ્પન એન્થાલ્પી ($kJ\ mol^{-1}$)	0.904	1.226	-
બંધન વિયોજન એન્થાલ્પી ($kJ\ mol^{-1}$ at 298 K)	435.88	443.35	-
આંતરકેન્દ્રીય અંતર (pm)	74.14	74.14	-
આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($kJ\ mol^{-1}$)	1312	-	-
ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($kJ\ mol^{-1}$)	-73	-	-
સહસંયોજક ત્રિજ્યા (pm)	37	-	-
આયનીય ત્રિજ્યા (pm)	208	-	-

5.4 ડાયહાઇડ્રોજન(H_2)ની બનાવટ અને તેના ભૌતિક ગુણધર્મો (Preparation of Dihydrogen and Its Physical Properties)

હાઇડ્રોજન વિપુલ પ્રમાણમાં વિશ્વસૃષ્ટિમાં સંયોજન સ્વરૂપે પાણીમાં મળી આવે છે. સામાન્ય રીતે ઝિંક ધાતુની મંદ હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ અથવા મંદ સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ અથવા જલીય સાંદ્ર આલ્કલી સાથે રાસાયણિક પ્રક્રિયા કરીને ડાયહાઇડ્રોજન મેળવી શકાય છે.

$$Zn_{(s)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(q)} + H_{2(g)}$$

$$Zn_{(s)} + 2\,NaOH_{(aq)} \rightarrow \underset{\text{(સોડિયમ ઝિંકેટ)}}{Na_2ZnO_{2(aq)}} + H_{2(g)}$$

સામાન્ય રીતે પ્રયોગશાળામાં ઝિંક અને મંદ H_2SO_4નો ઉપયોગ કરી ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ બનાવવામાં આવે છે.

ડાયહાઇડ્રોજનની ઔદ્યોગિક બનાવટ

(i) પાણીમાં થોડાંક ટીપાં મંદસલ્ફ્યુરિક ઍસિડના ઉમેરી તેનું પ્લેટિનમ વિદ્યુત ધ્રુવો વડે વિદ્યુતવિભાજન કરવાથી ડાયહાઇડ્રોજન મેળવી શકાય છે.

$$2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow[\text{વિભાજન}]{\text{વિદ્યુત}} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

(ii) શુદ્ધ ડાયહાઇડ્રોજન (>99.96 %) ગરમ જલીય બેરિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડના દ્રાવણનું નિકલના બે ધ્રુવોની મદદથી વિદ્યુતવિભાજન કરતાં મેળવી શકાય છે.

(iii) હાઇડ્રોકાર્બન અથવા કોલસાને આશરે 1270 K તાપમાને આયર્ન (Fe) અથવા નિકલ (Ni) ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પાણીની બાષ્પ સાથે ગરમ કરતાં જળવાયુના ઘટક તરીકે ડાય હાઇડ્રોજન મળે છે.

$$CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow[Ni]{1270\ K} CO(g) + 3H_{2(g)}$$

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow{1270\ K} \underbrace{CO_{(g)} + H_{2(g)}}_{\text{જળવાયુ}}$$

આ જળવાયુનો ઉપયોગ મિથેનોલ અને હાઇડ્રોકાર્બન જેવા પદાર્થોના સંશ્લેષણમાં વપરાતો હોવાથી તેને સાંશ્લેષિત વાયુ (Syn gas) કહેવામાં આવે છે.

જળવાયુને 673 K તાપમાને અને આયર્ન ક્રોમેટ ($FeCrO_4$) ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પાણીની બાષ્પ સાથે ગરમ કરતાં બનતા કાર્બન ડાયોક્સાઇડને દૂર કરી ડાયહાઇડ્રોજન મેળવી શકાય છે.

$$CO_{(g)} + H_{2(g)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow[(FeCrO_4)]{673\,K} CO_{2(g)} + 2H_{2(g)}$$

(iv) મિથેનોલનું 50 બાર(S.I એકમમાં વાતાવરણને બદલે બાર (bar) લખાય છે.) દબાણે અને 673K તાપમાને ક્યુપ્રસ ઑક્સાઇડ (Cu_2O) ઉદ્દીપકની હાજરીમાં વિઘટન કરવાથી ડાયહાઇડ્રોજન મેળવી શકાય છે.

$$CH_3OH_{(l)} \xrightarrow[(Cu_2O)]{50\ \text{બાર}\ 673K} \underbrace{CO_{(g)} + 2H_{2(g)}}$$

આધુનિક સમયમાં આ સાંશ્લેષિત વાયુ સુએજ, લાકડાનો

વ્હેર (Saw dust), સમાચારપત્રો વગેરેના કચરામાંથી મેળવી શકાય છે.

ઔદ્યોગિક ડાયહાઇડ્રોજનનું 77 % જેટલું ઉત્પાદન પેટ્રોકેમિકલ્સમાંથી, 18 % કોલસામાંથી, 4 % વિદ્યુત-વિભાજનથી અને 1 % બીજા સ્રોતમાંથી કરવામાં આવે છે.

ડાયહાઇડ્રોજનના ભૌતિક ગુણધર્મો :

ડાયહાઇડ્રોજન(H_2) રંગવિહીન, ગંધવિહીન, સ્વાદવિહીન વાયુ છે. હવા કરતાં હલકો વાયુ છે અને પાણીમાં અદ્રાવ્ય અને દહનશીલ વાયુ છે. ડાયહાઇડ્રોજન પ્રતિચુંબકીય છે. તેનું રિડક્શન પોટેન્શિયલ મૂલ્ય 0.0 વૉલ્ટ (V) છે. તેના બીજા ભૌતિક ગુણધર્મો કોષ્ટક 5.1માં દર્શાવ્યા છે.

ડાયહાઇડ્રોજનના રાસાયણિક ગુણધર્મો :

(i) હેલોજન સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા (પ્રક્રિયા)

ડાયહાઇડ્રોજન (H_2) અણુ હેલોજન (X_2) સાથે પ્રક્રિયા કરીને હાઇડ્રોજન હેલાઇડ (HX) આપે છે.

$$H_{2(g)} + X_{2(g)} \rightarrow 2HX_{(g)} \ (X = F, Cl, Br, I)$$

(ii) ડાયઑક્સિજન સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા :

ડાયહાઇડ્રોજન H_2 અણુ ડાયઑક્સિજન O_2 અણુ સાથે સ્ફોટક રીતે પ્રક્રિયા કરી હાઇડ્રોજન ઑક્સાઇડ-પાણી H_2O આપે છે.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow[\text{અથવા } \Delta]{\text{ઉદ્દીપક}} 2H_2O \quad \Delta H = -285.9 \text{ કિ.જૂલમોલ}^{-1}$$

(iii) નાઇટ્રોજન સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા :

ડાયહાઇડ્રોજન H_2 અણુની ડાયનાઇટ્રોજન N_2 અણુ સાથેની પ્રક્રિયાથી એમોનિયા વાયુ મળે છે.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow[\text{(Fe)}]{773K\ 200\text{ બાર}} 2NH_{3(g)} \ \Delta H = -92.6 \text{ કિ.જૂલ મોલ}^{-1}$$

(iv) ધાતુ સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા :

ડાયહાઇડ્રોજન H_2 અણુ ઊંચા તાપમાને ઘણી ધાતુઓ સાથે પ્રક્રિયા કરી ધાતુને અનુરૂપ હાઇડ્રાઇડ આપે છે.

$$H_{2(g)} + 2M_{(s)} \rightarrow 2MH_{(s)}$$ M આલ્કલી ધાતુ છે.

(v) ધાતુ આયન અને ધાતુના ઑક્સાઇડ સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા :

ઘણા ધાતુ આયન જલીય સ્થિતિમાં અને ધાતુના ઑક્સાઇડ (Fe કરતાં ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મકતા) ડાય હાઇડ્રોજન H_2 સાથે રિડક્શન પ્રક્રિયા કરી ધાતુ આપે છે.

$$Pd^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)} \rightarrow Pd_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)}$$

$$M_xO_{y(g)} + yH_{2(g)} \rightarrow xM_{(s)} + yH_2O_{(\ell)}$$

$$Fe_2O_{3(s)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

(vi) કાર્બનિક સંયોજન સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા :

ડાયહાઇડ્રોજન H_2 ઘણા કાર્બનિક સંયોજન સાથે ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરી પ્રબળ રિડક્શનકર્તા તરીકે હાઇડ્રોજીનેટેડ નીપજ આપે છે, જે ઔદ્યોગિક મહત્ત્વ ધરાવે છે.

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2 = CH_2} + H_2 \xrightarrow[390K]{(Ni)} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3 - CH_3}$$

$$\underset{\text{ઇથાઇન}}{CH \equiv CH} + 2H_2 \xrightarrow[390K]{\text{રેની } Ni} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3 - CH_3}$$

તેમજ વનસ્પતિ તેલનું હાઇડ્રોજીનેશન નિકલ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં કરવાથી એડીબલ ફેટ (વનસ્પતિ ઘી) બને છે.

ડાયહાઇડ્રોજનના ઉપયોગો (Uses of Dihydrogen) :

(i) હેબર પદ્ધતિ દ્વારા એમોનિયાના ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન માટે ડાય હાઇડ્રોજન ઉપયોગી કાચો માલ છે.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \underset{\substack{200\text{ બાર} \\ \text{(Fe)}}}{\overset{773K}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3(g)}$$

(ii) મિથેનોલના ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન માટે સાંશ્લેષિત વાયુમાંનો ડાયહાઇડ્રોજન ઉપયોગી છે.

$$\underbrace{CO_{(g)} + 2H_{2(g)}}_{} \underset{\substack{50\text{ બાર} \\ (Cu_2O)}}{\overset{573K}{\rightarrow}} CH_3OH_{(\ell)}$$

(iii) હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ જેવા વધુ ઉપયોગી રસાયણના ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન માટે ડાયહાઇડ્રોજન ઉપયોગી છે.

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \xrightarrow{hv} 2HCl_{(g)}$$

તેમજ હેલોજન ઍસિડ જેવા કે HBr, HI ના ઉત્પાદનમાં પણ ડાયહાઇડ્રોજન ઉપયોગી છે.

(iv) ધાતુ તત્ત્વોના હાઇડ્રાઇડની બનાવટ માટે તેમજ ભારે ધાત્વીય ઑક્સાઇડમાંથી ધાતુ મેળવવા માટે ડાયહાઇડ્રોજન ઉપયોગી છે.

(v) અવકાશીય સંશોધનમાં વપરાતા રૉકેટમાં તેમજ બળતણ કોષમાં બળતણ તરીકે ડાયહાઇડ્રોજન ઉપયોગી છે.

(vi) આણ્વીય હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિ-હાઇડ્રોજન જ્યોત દ્વારા ધાતુઓ કાપવા માટે અને વેલ્ડિંગ કામમાં ડાયહાઇડ્રોજન વપરાય છે.

5.5 હાઇડ્રાઇડ (Hydride)

ડાયહાઇડ્રોજન મોટા ભાગનાં ધાતુ તત્ત્વો સાથેની પ્રક્રિયાથી MH અથવા M_mH_n પ્રકારના હાઇડ્રાઇડ આપે છે. ઉમદા વાયુઓ અને કેટલાંક તત્ત્વો જેવાં કે ઇન્ડિયમ (In) અને થેલિયમ (Tℓ) હાઇડ્રાઇડ આપતા નથી. હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો મુખ્યત્વે ત્રણ પ્રકારમાં વહેંચી શકાય છે :

(1) ક્ષારીય અથવા આયનીય હાઇડ્રાઇડ

(2) ધાત્વિક અથવા આંતરાલીય હાઇડ્રાઇડ

(3) આણ્વિય અથવા સહસંયોજક હાઇડ્રાઇડ

5.5.1 ક્ષારીય અથવા આયનીય હાઇડ્રાઇડ (Saline or Ionic hydride) :

s-વિભાગનાં ધાતુ તત્ત્વો (1 અને 2 સમૂહ) વધારે ધનવિદ્યુતમય લક્ષણ ધરાવે છે. તેથી તે હલકા ધાત્વીય હાઇડ્રાઇડ સંયોજનોનું નિર્માણ કરે છે. જેવાં કે LiH, NaH, BeH_2

બેરિલિયમહાઇડ્રાઇડ અને મૅગ્નેશિયમ હાઇડ્રાઇડ બહુ શૃંખલામય રચના (Polymeric) ધરાવે છે જેમ કે $(BeH_2)_n$, $(MgH_2)_n$આયનીય હાઇડ્રાઇડ સ્ફટિકમય (Crystalline) ઘન સ્વરૂપમાં અબાષ્પશીલ (Non volatile) અને વિદ્યુતના અવાહક હોય છે. પરંતુ તેઓની પિગલિત અવસ્થામાં આયનીકરણ થઈ (H^-) સ્વરૂપે એનોડ પર ઑક્સિડેશન પ્રક્રિયાથી વિદ્યુતવિભાજન દરમિયાન ડાયહાઇડ્રોજન (H_2) મુક્ત કરે છે.

$$2H^- \text{ (પિગલિત)} \xrightarrow{\text{એનોડ}} H_{2(g)} + 2e^-$$

ક્ષારીય હાઇડ્રાઇડ પાણી સાથે તીવ્ર રીતે પ્રક્રિયા કરી ડાયહાઇડ્રોજન H_2 મુક્ત કરે છે.

$$NaH_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

લિથિયમ હાઇડ્રાઇડ સામાન્ય તાપમાને O_2 અને Cl_2 સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી. તેથી તેનો ઉપયોગ અન્ય હાઇડ્રાઇડના નિર્માણમાં થાય છે.

$$8LiH + Al_2Cl_6 \rightarrow 2LiAlH_4 + 6LiCl$$

$$2LiH + B_2H_6 \rightarrow 2LiBH_4$$

5.5.2 ધાત્વિક અથવા આંતરાલીય હાઇડ્રાઇડ (Metallic or Interstitial Hydrides) :

d-વિભાગનાં તેમજ f -વિભાગનાં ધાતુ તત્ત્વો હાઇડ્રૉજન સાથે સંયોજાઈને ધાત્વિક હાઇડ્રાઇડ આપે છે. જે બિનતત્ત્વયોગમિતીય છે. જેમકે

(VH, VH_2, NbH, NbH_2, TiH, TiH_3, LaH_2, LaH_3, HfH_2)

7, 8 અને 9 સમૂહની ધાતુઓ હાઇડ્રાઇડ બનાવી શકતી નથી. તેવી જ રીતે છઠ્ઠા સમૂહની માત્ર Cr ધાતુ CrH બનાવે છે. આ હાઇડ્રાઇડ ઉષ્મા અને વિદ્યુતનું વહન કરે છે પરંતુ તેમની જનક ધાતુઓ જેટલી ક્ષમતાથી વહન કરતાં નથી.

ધાત્વિક હાઇડ્રાઇડ મોટે ભાગે બિનતત્ત્વયોગમિતીય સંયોજનો હોય છે. દા.ત. $LaH_{2.87}$, $YbH_{2.55}$, $TiH_{1.5\text{-}1.8}$, $ZrH_{1.3\text{-}1.75}$, $VH_{0.56}$, $NiH_{0.6\text{-}0.7}$, $PdH_{0.6\text{-}0.8}$ વગેરે. આ ધાત્વિક હાઇડ્રાઇડમાં ધાતુના આંતરાલીય સ્થાનમાં હાઇડ્રોજન શોષાય છે. તે વખતે તેમાંના બંધના પ્રકારમાં ફેરબદલી થતી નથી તેથી તેમને આંતરાલીય હાઇડ્રાઇડ કહે છે. Ni, Pd, Ce અને Ac જેવી ધાતુના હાઇડ્રાઇડ મૂળ ધાતુ કરતાં અલગ બંધારણ ધરાવે છે. તેથી આ ધાતુના હાઇડ્રાઇડનો ઉદ્દીપકીય પ્રક્રિયા માટે હાઇડ્રોજિનેશન પ્રક્રિયામાં વધારે પ્રમાણમાં ઉપયોગ થાય છે.

5.5.3 આણ્વિય અથવા સહસંયોજક હાઇડ્રાઇડ (Molecular or Covalent Hydrides) :

p-વિભાગનાં ધાતુ અને અધાતુ તત્ત્વો હાઇડ્રોજન સાથે સંયોજાઈ આણ્વિય હાઇડ્રાઇડ આપે છે. જેમકે CH_4, NH_3, PH_3, SbH_3, H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te, HF વગેરે આણ્વિય હાઇડ્રાઇડને ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા અને તેમના લુઈસ બંધારણને આધારે નીચે પ્રમાણે વર્ગીકૃત કરી શકાય છે :

(i) અપૂરતા ઇલેક્ટ્રૉનવાળા હાઇડ્રાઇડ (Electron deficient hydrides) દા.ત. B_2H_6

(ii)પૂરતા ઇલેક્ટ્રૉનવાળા હાઇડ્રાઇડ (Electron precise hydrides) દા.ત. CH_4

(iii) વધારે ઇલેક્ટ્રૉનવાળા હાઇડ્રાઇડ (Electron rich hydrides) દા.ત. H_2O, HF

5.6. પાણી (H_2O) (Water)

સજીવોમાં પાણી મહત્ત્વનો ભાગ ભજવે છે. માનવ-શરીરમાં લગભગ 65 % અને અમુક વનસ્પતિમાં 95 % જેટલા ઊંચા પ્રમાણમાં પાણી હોય છે. તે સજીવો માટે અગત્યનું સંયોજન અને જીવન માટે પણ અગત્યનું સંયોજન છે તેથી જીવવા માટે અનિવાર્ય છે. તે સાર્વત્રિક દ્રાવક છે. પૃથ્વી પર પાણીનું વિતરણ અસમાન રીતે થયેલું છે જે ટકામાં નીચેના કોષ્ટક 5.2 માં દર્શાવેલ છે :

કોષ્ટક 5.2

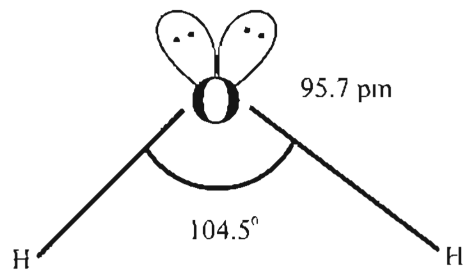
કુદરતી સ્રોત	ટકા
સમુદ્ર	97.33
ક્ષારયુક્ત તળાવ અને ટાપુના દરિયા	0.008
ધ્રુવીય બરફ તેમજ ધુમ્મસ	2.04
જમીન પરનું પાણી	0.61
સરોવરો અથવા તળાવ	0.009
જમીનમાંનો ભેજ	0.005
વાતાવરણીય પાણીની બાષ્પ	0.001
નદીઓ	0.0001

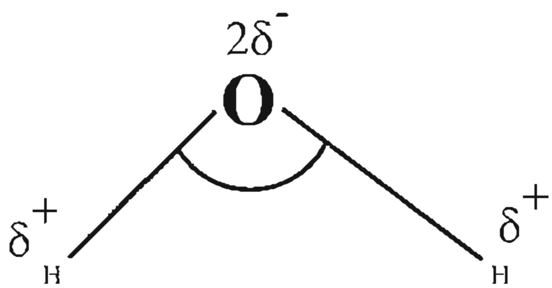
5.6.1 ભૌતિક ગુણધર્મો (Physical properties) :

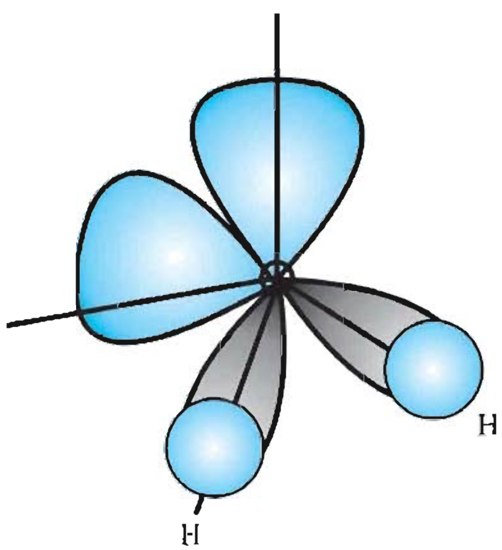
પાણી રંગવિહીન, સ્વાદવિહીન અને ગંધવિહીન પ્રવાહી છે. તેનું ગલનબિંદુ 273 K અને ઉત્કલનબિંદુ 373 K છે. તેની ઘનતા (298 K) તાપમાને લગભગ 1.00 ગ્રામ સેમી$^{-3}$ (SI એકમમાં ઘનતા kg/m^3 અથવા કિગ્રામ/મીટર^3 તરીકે દર્શાવાય છે.)તે ધ્રુવીય ગુણધર્મ ધરાવે છે. તે અણુ કોણીય રચના ધરાવે છે જે sp^3 સંકરણ ધરાવે છે. તેમાં H-O-H બંધકોણ $109^0 28'$ને બદલે 104.5^0 જેટલો હોય છે. તે 273 K થી 277 K તાપમાને અનિયમિત કદ-પ્રસરણ ધરાવે છે. તેથી ઊંચા તાપમાને અન્ય પ્રવાહીની જેમ કદ-પ્રસરણ દર્શાવે

છે. તે ઓક્સિજન સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વો S, Se, Te ના હાઇડ્રાઇડ H_2S, H_2Se અને H_2Te કરતાં ઊંચા ઉત્કલનબિંદુ અને ગલનબિંદુ ધરાવે છે જે તેમાં રહેલા હાઇડ્રોજન બંધને કારણે છે. તે પ્રોટોનદાતા દ્રાવક અને પ્રોટોનયાચક દ્રાવકનો ગુણધર્મ ધરાવે છે. આમ તે ઉભય-ગુણધર્મી ઑક્સાઇડ તરીકે વર્તે છે.

પાણીનું બંધારણ : H_2O માં રહેલા બે H અને એક O માં (ઑક્સિજન) રચાયેલા બંધ, બંધ લંબાઈ તથા બંધકોણ નીચેની આકૃતિમાં દર્શાવ્યા છે :

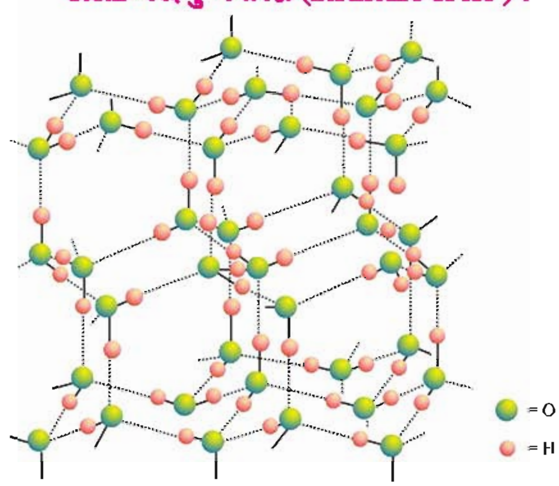






sp^3 સંકરણ વિકૃત સમચતુષ્ફલકીય રચના
આકૃતિ 5.1

5.6.2 બરફનું બંધારણ (Structure of ice) :



બરફમાં હાઇડ્રોજન બંધ દ્વારા એક ચોક્કસ ત્રિપારિમાણીય રચના સર્જાય છે, જે આકૃતિમાં દર્શાવેલ છે. બરફના સ્ફટિકીય સ્વરૂપનું X-કિરણો દ્વારા પરીક્ષણ કરતાં જણાયું છે કે પ્રત્યેક ઑક્સિજન પરમાણુની આસપાસ ચતુષ્ફલકીય રચના ધરાવે છે અને ચાર ઑક્સિજન પરમાણુ 276 pm અંતરે ગોઠવાયેલ છે.

બરફમાં હાઇડ્રોજન બંધને કારણે મોટાં પોલાણો રચી અને ખુલ્લા પ્રકારનું બંધારણ બનાવે છે. પોલાણો દ્વારા અન્ય અણુઓનું ચોક્કસ કદ આંતરિક રીતે જાળવી રાખે છે.

5.6.3 રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties) :

(i) 298 K તાપમાને પાણીની સાંદ્રતા 55.55 મોલ લિટર$^{-1}$ છે. તેનું સ્વ-આયનીકરણ થતાં સંતુલન સ્થિતિએ $(H_3O^+) = (OH^-) = 1.0 \times 10^{-7}$ મોલ લિટર$^{-1}$ મળે છે.

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

(ii) તેની pH = pOH = 7.0 છે. આથી તે તટસ્થ દ્રાવક છે.

(iii) પાણી ઊભય ગુણધર્મી તરીકે વર્તે છે.

પાણીની એમોનિયા વાયુ સાથેની પ્રક્રિયાથી એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ મળે છે.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$
બેઈઝ એસિડ એસિડ બેઈઝ

$$H_2S_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HS^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$
એસિડ બેઈઝ બેઈઝ એસિડ

$$HS^-{}_{(aq)} + H_2O \rightarrow S^{2-}{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$
એસિડ બેઈઝ બેઈઝ એસિડ

(iv) પાણીની રેડોક્ષ (ઑક્સિડેશન અને રિડક્શન) પ્રક્રિયામાં વધારે વિદ્યુતધનમય ધાતુ સાથે ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે પાણીમાંના હાઇડ્રોજન આયનનું રિડક્શન થાય છે.

$$2H_2O_{(l)} + 2Na_{(s)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

પ્રકાશસંશ્લેષણની પ્રક્રિયામાં પણ O_2 છૂટો પડે છે.

$$6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \xrightarrow[\text{સંશ્લેષણ}]{\text{પ્રકાશ}} C_6H_{12}O_{6(aq)} + 6O_{2(g)}$$

રિડક્શનકર્તા તરીકે ફ્લોરિનનું F^-માં રિડક્શન કરે છે.

$$2F_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 4H^+_{(aq)} + 4F^-_{(aq)} + O_{2(g)}$$

(v) પાણીની જલીયકરણ પ્રક્રિયા :

$$P_4O_{10(s)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow 4H_3PO_{4(aq)}$$

$$AlCl_{3(g)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+}_{(aq)} + 3Cl^-_{(aq)}$$

$$SiCl_{4(l)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow SiO_{2(aq)} + 4HCl_{(aq)}$$

$$Ca_3N_{2(s)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow 3Ca(OH)_{2(aq)} + 2NH_{3(g)}$$

(vi) કેટલાંક સંયોજનો સજળ હોય છે તેની સાથે સંકળાયેલ પાણીના અણુઓને આપણે સ્ફટિક જળ કહીએ છીએ.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O, FeSO_4 \cdot 7H_2O, BaCl_2 \cdot 2H_2O$(ધાત્વિક ક્ષાર)

$[Ni(H_2O)_6]^{2+}2NO_3^-, [Cr(H_2O)_6]^{3+}3Cl^-$ (સંકીર્ણ ક્ષાર)

તે લિગેન્ડ તરીકે જોડાઈ સંકીર્ણક્ષાર બનાવે છે.

5.6.4 કઠિન (સખત) અને નરમ પાણી (Hard and Soft Water) :

વરસાદી પાણી મોટે ભાગે શુદ્ધ હોય છે. પરંતુ તેમાં કેટલાક વાતાવરણીય વાયુઓ ભળે છે. તે પૃથ્વીની સપાટી પર ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ સ્વરૂપે મળે છે. આમ દરેક પાણીમાં તેના સ્રોત પ્રમાણે કોઈક પ્રકારની અશુદ્ધિ હોય છે. તે ઉત્તમ દ્રાવક છે અને સરળતાથી વહનીય હોવાથી પૃથ્વીની સપાટી ઉપર વહે છે ત્યારે ચૂનાનો પથ્થર, આરસપહાણ, કૅલ્સાઇટ, ડોલોમાઇટ વગેરે જે ખનીજોમાંથી તે પસાર થાય છે ત્યારે વરસાદના પાણીમાં કૅલ્શિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (કૅલ્શિયમ બાયકાર્બોનેટ) અશુદ્ધિ રૂપે દાખલ થાય છે તે જ પ્રમાણે કાર્બન ડાયૉક્સાઇડયુક્ત પાણી મૅગ્નેસાઇટ, ડોલોમાઇટ વગેરે ખનીજોમાંથી પસાર થતાં મૅગ્નેશિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (મૅગ્નેશિયમ બાયકાર્બોનેટ) અશુદ્ધિ રૂપે દાખલ થાય છે. આ ઉપરાંત પાણીમાં સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ, (સોડિયમ બાયકાર્બોનેટ), સોડિયમ સલ્ફેટ, સોડિયમ ક્લોરાઇડ, કૅલ્શિયમ સલ્ફેટ, કૅલ્શિયમ ક્લોરાઇડ, મૅગ્નેશિયમ સલ્ફેટ, મૅગ્નેશિયમ ક્લોરાઇડ અને જમીનમાંથી જુદાં જુદાં ખનીજો રાસાયણિક પ્રક્રિયા અને દ્રાવ્યતાને કારણે અશુદ્ધિ રૂપે ઉમેરાય છે. આ રીતે કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમના ક્ષારો પાણીમાં દ્રાવ્ય થયા હોવાથી પાણીમાં કઠિનતા દાખલ થાય છે. આવા કઠિન પાણીની વ્યાખ્યા નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

જે પાણી સાબુ સાથે સહેલાઈથી ફીણ થવા દેતું નથી અને સાબુનો વ્યય કરે છે તેને કઠિન (સખત) પાણી કહે છે.

કઠિન પાણી સાબુના સંસર્ગમાં આવે ત્યારે સાબુમાંના ચરબીજ ઍસિડમાંથી બનેલા સોડિયમ ક્ષારમાંના ધનાયનો પાણીમાંના કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમ આયનો સાથેની પ્રક્રિયાથી અદ્રાવ્ય કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમ ક્ષારોનું અવક્ષેપન કરે છે.

$$2C_{17}H_{35}COONa + M^{2+}_{(aq)} \longrightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2M_{(s)} + 2Na^+_{(aq)}$$

ચરબીજ ઍસિડનો સોડિયમ ક્ષાર (M=Ca, Mg)

આથી સાબુની મેલને દૂર કરવાની સ્વચ્છીકરણ પ્રક્રિયાને બદલે મોટા ભાગનું પ્રમાણ પાણીમાંના કૅલ્શિયમના અને મૅગ્નેશિયમના ક્ષાર તરીકે ફેરવાય છે. બોઇલરમાં જો કઠિન પાણીનો ઉપયોગ કરવામાં આવે તો ક્ષાર જામી જવાના કારણે બોઇલર ફાટવા જેવા ઘણા પ્રશ્નો ઊભા કરે છે. આથી બોઇલરમાં વપરાતું પાણી નરમ એટલે કે Ca અને Mg ના ક્ષાર દૂર અથવા ઓછાં કરેલું હોવું જોઈએ.

કઠિનતા બે પ્રકારની હોય છે : (1) અસ્થાયી કઠિનતા અને (2) સ્થાયી કઠિનતા.

અસ્થાયી કઠિનતા :

અસ્થાયી કઠિનતામાં દ્રાવ્ય થયેલા કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમના હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ હોય છે. આ પ્રકારની કઠિનતા પાણીને ઉકાળવાથી દૂર કરી શકાય છે. પાણીને ઉકાળવાથી તેમાં દ્રાવ્ય થયેલા કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટનું વિઘટન થઈને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ અને અદ્રાવ્ય કાર્બોનેટ મળે છે.

$$Mg(HCO_3)_{2(aq)} \xrightarrow{\text{ગરમ કરતાં}} MgCO_{3(s)} + 2CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

$$Ca(HCO_3)_{2(aq)} \xrightarrow{\text{ગરમ કરતાં}} CaCO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

અદ્રાવ્ય કાર્બોનેટને ગાળણક્રિયાથી દૂર કરી શકાય. ચૂનાનું પાણી ($Ca(OH)_2$) પણ કઠિન પાણીમાં ઉમેરતાં અસ્થાયી કઠિનતા દૂર કરે છે. આ પ્રક્રિયામાં કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમના અદ્રાવ્ય ક્ષારોનું અવક્ષેપન થાય છે. જેને ગાળણ ક્રિયાથી દૂર કરવામાં આવે છે. આ પદ્ધતિને **ક્લર્કની પદ્ધતિ (Clark's Method)** કહે છે.

$$Ca(HCO_3)_{2(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2CaCO_{3(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$Mg(HCO_3)_{2(aq)} + 2Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2CaCO_{3(s)} + Mg(OH)_{2(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

સ્થાયી કઠિનતા :

પાણીમાંની સ્થાયી કઠિનતા દ્રાવ્ય થયેલા બાયકાર્બોનેટ સિવાયના કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમના ક્લોરાઇડ અને સલ્ફેટ ક્ષારોને લીધે આવે છે. સ્થાયી કઠિનતા પાણી ઉકાળવાથી દૂર કરી શકાતી નથી. સ્થાયી કઠિનતા દૂર કરવા માટેની પદ્ધતિઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) રાસાયણિક પદ્ધતિઓ : આ પદ્ધતિમાં ગણતરીથી નક્કી કરેલ ધોવાના સોડાનો જથ્થો વાપરવામાં આવે છે. જેનાથી કઠિનતા (Ca^{2+} અને Mg^{2+}, SO_4^{2-}, Cl^-) દૂર કરી શકાય છે. કારણ કે ધોવાના સોડા સાથે કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમના અદ્રાવ્ય કાર્બોનેટ બને છે જે દૂર કરી શકાય છે.

$$MCl_{2(aq)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow MCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$$

$$MSO_4 + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow MCO_{3(s)} + Na_2SO_4$$

(M = Mg,Ca)

સોડિયમ હેક્ઝામેટાફૉસ્ફેટ ($Na_6P_6O_{18}$) ના ઉપયોગથી પણ (Ca^{2+} અને Mg^{2+}) આયનો બિનઅસરકારક બનાવી શકાય છે. સોડિયમ હેક્ઝામેટાફૉસ્ફેટને વ્યાપારી ધોરણે કાલગોન (Calgon) કહે છે.

$$Na_6P_6O_{18} \rightarrow 2Na^+ + Na_4P_6O_{18}^{2-}$$

$$M^{2+} + Na_4P_6O_{18}^{2-} \rightarrow 2Na^+ + [Na_2MP_6O_{18}]^{2-}$$

(M=Mg,Ca) સંકીર્ણ ઋણ આયન દ્રાવણમાં રહે છે.

(ii) આયન વિનિમય પદ્ધતિ : સ્થાયી કઠિન પાણીમાં દ્રાવ્ય સ્વરૂપે રહેલા Ca^{2+} અને Mg^{2+} આયનોને Na^+ આયનો વડે વિસ્થાપિત કરવાની (વિનિમય કરવાની) પદ્ધતિને આયન વિનિમય પદ્ધતિ કહે છે. સૌપ્રથમ ધન આયન વિનિયમક તરીકે ઝીઓલાઇટ ખનીજનો ઉપયોગ થતો હતો. ઝીઓલાઇટ $Na_2 Al_2 Si_4 O_{12}$ સૂત્ર ધરાવતું ઍલ્યુમિનો સિલિકેટ છે. તેમાં ઍલ્યુમિનિયમ Al, સિલિકોન Si તથા ઑક્સિજન પરમાણુનું બનેલું સંકીર્ણ માળખું હોય છે. આ માળખામાં મધપૂડાની માફક પોલાણ હોય છે. જેમાં સોડિયમ Na^+ આયન રહેલા હોય છે. જ્યારે કઠિન પાણી ઝીઓલાઇટના કણો ઉપર થઈને પસાર થાય છે ત્યારે સોડિયમના કેટલાક આયન પોલાણમાંથી બહાર નીકળી દ્રાવણમાં જાય છે અને તેના સ્થાને Ca^{2+} અને Mg^{2+} ના આયનો દાખલ થાય છે. તેથી ત્યાં વિનિમય પામે છે અને Na^+ મુક્ત કરે છે. આ પ્રમાણે પાણીની કઠિનતા દૂર કરી શકાય છે. કેટલાક સમય પછી વપરાયેલ ઝીઓલાઇટને ફરીથી કાર્યક્ષમ બનાવી શકાય છે. કારણ કે તેમાંના Ca^{2+} અને Mg^{2+} આયનોનો પણ વિનિમય કરી શકાય.

જો એક ઋણ વીજભાર ધરાવતા ઝીઓલાઇટના માળખાના નાના ભાગને દર્શાવવા Z^- ગણવામાં આવે, તો પાણીમાં Ca^{2+} આયનનું Na^{1+} આયન વડે થતું વિસ્થાપન (વિનિમય) નીચેની પ્રક્રિયાથી દર્શાવી શકાય છે :

$$2Na^+Z^- + Ca^{2+} \rightarrow Ca^{2+}(Z^-)_2 + 2Na^+$$

(iii) સાંશ્લેષિત રેઝિન પદ્ધતિ (Synthetic resin method) : પ્રવર્તમાન સમયમાં કઠિન પાણીને નરમ બનાવવા માટે સાંશ્લેષિત ધન આયન વિનિમયકર્તાનો (Synthetic Cation Exchanger) ઉપયોગ થાય છે. આ પદ્ધતિ ઝીઓલાઇટ પદ્ધતિ કરતાં વધુ અસરકારક છે. ધન આયન વિનિમય રેઝિન $-SO_3H$ સમૂહ ધરાવતો મોટો ધન કાર્બનિક અણુ છે.

ધન આયન વિનિમય રેઝિનને (RSO_3H) સોડિયમ ક્લોરાઇડ સાથે પ્રક્રિયા કરી (RSO_3Na)માં ફેરવવામાં આવે છે. કઠિન પાણીને આ રેઝિન (RSO_3Na)માંથી પસાર કરતાં કઠિન પાણીમાં રહેલા Ca^{2+}, Mg^{2+}, Na^+ આયનો દ્વારા વિનિમય પામે છે. એટલે કે Ca^{2+} અને Mg^{2+} રેઝિન સાથે સંયોજાયેલા રહે છે. આમ, કઠિન પાણીમાંથી Mg^{2+} અને Ca^{2+} આયનો દૂર થવાથી પાણી નરમ બને છે.

$$2RSO_3Na + M^{2+}_{(aq)} \rightarrow (RSO_3)_2M + 2Na^+_{(aq)}$$

જ્યાં, $M^{2+} \rightarrow Ca^{2+}, Mg^{2+}$

આ રેઝિનને ફરીથી કાર્યક્ષમ બનાવવા તેમાંથી NaCl પસાર કરવામાં આવે છે.

આવી જ રીતે પાણીમાંથી ઋણ આયન દૂર કરવા માટે ઋણ આયન વિનિમય રેઝિનો ઉપયોગમાં લેવામાં આવે છે.

5.7 હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ (Hydrogen Peroxide)

રોજિંદા જીવનમાં ઔદ્યોગિક રીતે નિર્માણ પામતા પ્રદૂષકોનું નિયંત્રણ કરવા માટે હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ એક અગત્યનું ઉપયોગી રસાયણ છે.

5.7.1 બનાવટ (Preparation) :

(1) 1818 માં વૈજ્ઞાનિક જે.એલ.થેનાર્ડે (J. L.Thenard) બેરિયમ પેરૉક્સાઇડ અને સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ વચ્ચે પ્રક્રિયા કરીને હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ મેળવ્યો હતો.

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + H_2O_2$$

(2) HSO_4^- આયનના ઉંચી પ્રવાહ ઘનતાએ એનોડિક ઑક્સિડેશનથી મળતા પરડાયસલ્ફ્યુરિક ઍસિડ ($H_2S_2O_8$) ના જળવિભાજનથી હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ મેળવી શકાય છે.

$$2HSO_4^-{}_{(aq)} \xrightarrow{\text{વિદ્યુત વિભાજન}} HO_3SOOSO_3H_{(aq)} + 2e^-$$

(પરડાયસલ્ફ્યુરિક ઍસિડ)

$$\frac{\text{જળ વિભાજન}}{2H_2O} \rightarrow 2HSO^-_{4(aq)} + 2H^+_{(aq)} + H_2O_{2(aq)}$$

(3) ઔદ્યોગિક રીતે 2 - આલ્કાઇલ એન્થ્રાક્વીનોલના સ્વયં ઑક્સિડેશન દ્વારા બનાવી શકાય છે.

$$\text{2 - આલ્કાઇલ એન્થ્રાક્વીનોલ} \underset{H_2/Pd}{\overset{O_2\text{ (હવા)}}{\rightleftharpoons}} H_2O_{2(l)} +$$

ઑક્સિડાઇઝ નીપજ

હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડમાં પાણીમાંના ઑક્સિજન કરતાં બે ગણા વજનનો ઑક્સિજન હોય છે. પ્રત્યય 'પર' એટલે વધુ આથી શબ્દ પર-ઑક્સાઇડ (પેરૉક્સાઇડ) દર્શાવે છે કે હાઇડ્રાઇડમાં વધારે ઑક્સિજન રહેલો છે અને તે પેરૉક્સાઇડ બંધરચના ધરાવે છે.

5.7. 2 ભૌતિક ગુણધર્મો (Physical Properties) :

હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ શુદ્ધ સ્વરૂપે રંગવિહીન પરંતુ વધારે પ્રમાણમાં હોય તો આછા ભૂરા રંગનું ઘટ્ટ પ્રવાહી છે. ઘનતા ઘન સ્વરૂપમાં 1.64 ગ્રામ સેમી$^{-3}$ અને પ્રવાહી સ્વરૂપમાં 1.44 ગ્રામ સેમી$^{-3}$ અને ગલનબિંદુ 272.4 K, ઉત્કલનબિંદુ 423 K છે. તે ખૂબ જ પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તા છે. તે કાર્બનિક પદાર્થોનું સ્વતઃ ઑક્સિડેશન કરે છે. તેના ઉપયોગો મુખ્યત્વે તેની ઑક્સિડેશન શક્તિને કારણે છે. તે પાણી સાથે સંપૂર્ણપણે મિશ્ર થઈ જાય છે. બજારમાં વેચાતા H_2O_2 માં 100 કદમાં 30 % H_2O_2 પાણી સાથે હોય છે. STP એ એક મિલીલિટર 30 % H_2O_2 દ્રાવણ 100 ml ઑક્સિજન આપે છે. વ્યાપારિક ધોરણે બજારમાં મળતાં નમૂના-10 કદમાં એટલે કે તે નમૂનામાં 3 % H_2O_2 હોય છે. આ બાબત નીચેના ઉદાહરણથી સમજીએ :

ઉદાહરણ : 10 કદ H_2O_2 ના દ્રાવણની પ્રબળતા (Strength) ગણતરીથી કરો.

10 કદના H_2O_2 નું દ્રાવણ, STP એ 10 લિટર O_2 આપશે.

STP એ O_2ની હાજરીમાં

$2H_2O_{2(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

2×34

$= 68$ ગ્રામ

STP એ એક મોલ વાયુનું કદ 22.4 લિટર થાય માટે,

22.4 લિટર O_2 વાયુમાં 68 ગ્રામ H_2O_2 હોવો જોઈએ.

∴ 10 લિટર O_2 વાયુમાં કેટલા ગ્રામ H_2O_2 હોવો જોઈએ ?

$\therefore \frac{10 \times 68}{22.4} = 30.36$ ગ્રામ

5.7.3 રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties) : હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડ જલીય દ્રાવણ છે. તેમાં અલ્પ પ્રમાણમાં ફૉસ્ફોરિક ઍસિડ જેવો સ્થાયીક (Stabilizer) ઉમેરવાથી તેનું ઑક્સિડેશન અને પાણીમાં થતુ વિઘટન ઘટાડી શકાય છે.

$$2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડ ઑક્સિડેશનકર્તા તેમજ રિડક્શનકર્તા એમ બંને તરીકે ઍસિડિક અને બેઝિક એમ બંને પ્રકારના માધ્યમમાં કાર્ય કરી શકે છે. જ્યારે હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડ ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે હોય ત્યારે ઑક્સિડેશનના દરેક પરમાણુના ઑક્સિડેશન આંક -1 માંથી -2 થાય છે. નીચે કેટલાંક ઉદાહરણો આપ્યાં છે.

(a) $H_2SO_{3(aq)} + H_2O_{2(aq)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$

(b) $HNO_{2(aq)} + H_2O_{2(aq)} \rightarrow HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

(c) $PbS_{(s)} + 4H_2O_{2(aq)} \rightarrow PbSO_{4(g)} + 4H_2O_{(l)}$

(d) $2Fe^{2+}_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2Fe^{3+} + 2H_2O_{(l)}$

જ્યારે હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડ રિડક્શનકર્તા તરીકે હોય છે ત્યારે ઑક્સિજનના દરેક પરમાણુના ઑક્સિડેશન આંક -1 માંથી 0 (શૂન્ય) થાય છે. બેઝિક દ્રાવણમાં તે પોટેશિયમ પરમેન્ગેનેટના દ્રાવણને રંગવિહીન કરે છે.

$2KMnO_4 + 3H_2O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 2KOH + 2H_2O + 3O_2$

નીચે કેટલાંક ઉદાહરણો આપ્યાં છે :

(a) $HOCl + H_2O_2 \rightarrow H_3O^+ + Cl^- + O_{2(g)}$

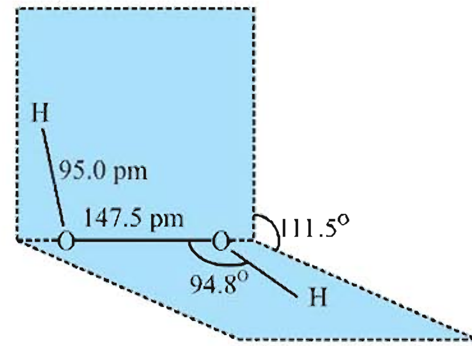
(b) $Cl_2 + H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2Cl^- + 2H_2O + O_{2(g)}$

(c) $I_2 + H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2I^- + 2H_2O + O_{2(g)}$

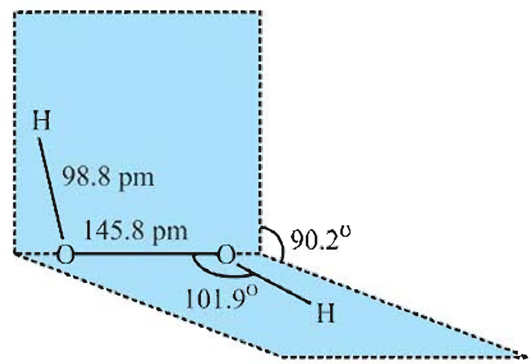
(d) $2Fe^{3+} + H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2Fe^{2+} + 2H_2O + O_{2(g)}$

બંધારણ :

હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડમાં O-O અને H-O એમ બંને બંધ હોય છે. પેરોક્સાઇડમાં $(O\text{-}O)^{2-}$ આયન હોય છે. તેમાં અણુ અસમતલીય છે અને તેનું અણુબંધારણ નીચે પ્રમાણે છે :



(વાયુ-સ્વરૂપ)



(ઘન સ્વરૂપ)

ઉપયોગો :

(1) હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડનો ઉપયોગ ઔદ્યોગિક એકમો જેવા કે કાપડ, કાગળ , ચર્મ ઉદ્યોગો, તેલ-ચરબી વગેરેમાં બ્લીચિંગ એજન્ટ તરીકે થાય છે.

(2) રોજિંદા જીવનમાં તે વાળને બ્લીચ કરવા, દંતવિદ્યામાં મંદ ચેપ અવરોધક તરીકે (Mild disinfectant) થાય છે. જે બજારમાં પર-હાઈડ્રલ (Perhydral) તરીકે ઓળખાય છે.

(3) સારી જાતના ડિટરજન્ટ બનાવવા માટે જરૂરી સોડિયમ પરકાર્બોનેટ, સોડિયમ પરબોરેટ જેવાં રસાયણો બનાવવામાં પણ હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઇડ ઉપયોગી છે.

(4) વ્યવહારમાં તેમજ ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે પ્રદૂષકોના નિયંત્રક તરીકે તેનો ઉપયોગ થાય છે. ખાસ કરીને સાઇનાઇડના ઑક્સિડેશનમાં અને ઉત્સર્ગ દ્રવ્યોના વધુ ઉપયોગ, ઔદ્યોગિક પ્રદૂષણમાં ઘટાડો કરી પર્યાવરણની જાળવણી (ગ્રીન કેમેસ્ટ્રી) કરવામાં થાય છે.

5.8 ભારે પાણી (D_2O) (Heavy Water)

ભારે પાણી ડાયહાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિક ડ્યુટેરિયમનો ઑક્સાઇડ છે. ડ્યુટેરિયમને ભારે હાઇડ્રોજન

ગણતા હોઈ D_2O ને ભારે પાણી કહે છે. તેનો વધારે પ્રમાણમાં ઉપયોગ ન્યુક્લિઅર રીએક્ટરમાં મોડરેટર તરીકે, ડ્યુટેરિયમનાં સંયોજનો મેળવવાં, પ્રક્રિયાની ક્રિયાવિધિ સમજવા માટે, આયનોની ફેરબદલી સમજવા વગેરે માટે થાય છે. ખાતરના ઉત્પાદનમાં વપરાંતા પાણીના વિદ્યુત-વિભાજનથી મળતા હાઇડ્રોજનમાંથી ભારે પાણી (D_2O) ઉપનીપજ તરીકે મળે છે.

$SO_3 + D_2O \rightarrow D_2SO_4$

$CaC_2 + 2D_2O \rightarrow C_2D_2 + Ca(OD)_2$

$Al_4C_3 + 12\,D_2O \rightarrow 3CD_4 + 4Al(OD)_3$

5.9 ડાયહાઇડ્રોજનની આર્થિક ઉપયોગિતા (Economy of Dihydrogen)

પૃથ્વીના પેટાળમાંથી મળી આવતા ખનીજ તેલના જથ્થામાં થતા ઘટાડાને, વિદ્યુતઊર્જાનો સંગ્રહ ન થઈ શકવાના કારણે તેમજ ન્યુક્લિઅર ઊર્જા મેળવવાની મર્યાદાના કારણે ડાયહાઇડ્રોજનની ઉપયોગિતા ઊર્જા સ્રોતોની અવેજીમાં કરવામાં આવે છે.

હાઇડ્રોજનની આર્થિક ઉપયોગિતાનો મુખ્ય ધ્યેય અને લાભ એ છે કે પ્રાપ્ય ઊર્જાનું રૂપાંતર હાઇડ્રોજનના સ્વરૂપમાં કરવામાં આવે છે જે ઊર્જાનો સંગ્રહ અને ઊર્જાના પ્રસારણના પ્રશ્નો નિવારે છે.

બળતણ તરીકે પ્રવાહી હાઇડ્રોજનનો ઉપયોગ :

બળતણ તરીકે પ્રવાહી હાઇડ્રોજનના ઉપયોગમાં હવાનું પ્રદૂષણ થતું નથી. થર્મલ પાવર વિદ્યુતમથકોની સરખામણીમાં તે ખૂબ ઊંચી ક્ષમતા ધરાવે છે.

અમેરિકાના વૈજ્ઞાનિકોએ અવકાશી એપોલો પ્રોગ્રામમાં અવકાશયાનમાં આ પ્રકારના બળતણનો ઉપયોગ બળતણ કોષમાં કરીને કોષ-પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉત્પન્ન થતી પાણીની બાષ્પને ઠંડી પાડીને મળતા પાણીનો ઉપયોગ પીવા માટે કર્યો હતો.

ભારત માટે આ ઈતિહાસ છે કે ઑક્ટોબર, 2005 માં એક માત્ર પાયલોટ પ્રૉજેક્ટ તરીકે ડાયહાઇડ્રોજનનો બળતણ તરીકેનો ઉપયોગ પસંદ કરવામાં આવ્યો. જેના દ્વારા ઓટોમોબાઈલ યુગમાં નવું સંશોધન હાથ ધરાયું. સામાન્ય રીતે 5 % ડાયહાઇડ્રોજનનો ઉપયોગ CNG માં કાર જેવા વાહન માટે મિશ્ર કરવામાં થાય છે. આવી રીતે ડાય-હાઇડ્રોજનથી ટકાવારી બળતણ તરીકે વધારી શકાશે. ડાયહાઇડ્રોજનનો બળતણ તરીકે ઉપયોગ કરાય તેવાં સરળ અને સસ્તાં સાધનો બનાવી શકાય તો પાણીમાંથી પણ ડાયહાઇડ્રોજન મેળવી ઊર્જાના વૈશ્વિક પ્રશ્નમાં વૈજ્ઞાનિકો યોગદાન આપી શકે.

સારાંશ

હાઇડ્રોજન પરમાણુ સૌથી હલકો છે જે માત્ર એક જ પ્રોટોન અને ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે. તે ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવવાને કારણે ધનભારિત બને છે અને પ્રોટોનમાં રૂપાંતર પામે છે. હાઇડ્રોજનના ત્રણ સમસ્થાનિકો છે જેની માહિતી આપણે આ એકમમાં સવિસ્તર સમજ્યા. ડાયહાઇડ્રોજનની બનાવટ, તેના ભૌતિક ગુણધર્મો, રાસાયણિક ગુણધર્મો અને તેની ઉપયોગિતા વિશેની માહિતી પણ આ એકમમાં આપણે સવિસ્તર સમજ્યા. ડાયહાઇડ્રોજનની આર્થિક ઉપયોગિતા, બળતણ કોષ, રૉકેટ અને CNG વગેરેમાં જોઈ ગયા. હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડની બનાવટ, ઉપયોગ અને બંધારણ તેમજ ગુણધર્મોની ચર્ચા કરી. સ્થાયી, અસ્થાયી, કઠિન પાણી અને તેને નરમ કરવાની પદ્ધતિઓ વિશે આ એકમમાં આપણે સમજ્યા. ભારે પાણી અને તેનો ઉપયોગ તેમજ બરફની સંરચના હાઇડ્રોજન ઈકોનોમી વગેરેની ચર્ચા આપણે આ એકમમાં કરી ગયા છીએ. હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ એક રસપ્રદ અધ્રુવીય સંરચના ધરાવતું બહોળા પ્રમાણમાં ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે બ્લીચિંગ તેમજ દવાઓની બનાવટ માટે, તેમજ પ્રદૂષકોના નિયંત્રણની પદ્ધતિઓમાં ઔદ્યોગિક અને વ્યાવહારિક પ્રદૂષકો દૂર કરવા માટે અગત્યનું સંયોજન છે જેની વિગતવાર માહિતી આપણે આ એકમમાં જોઈ ગયા.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) નીચેના પૈકી કયું વિધાન ડાયહાઇડ્રોજન માટે સાચું છે ?

(A) તે સ્થાયી ઑક્સાઇડ અને પેરૉક્સાઇડ આપે છે.

(B) તે અસ્થાયી ઑક્સાઇડ અને સ્થાયી પેરૉક્સાઇડ આપે છે.

(C) તે સામાન્ય તાપમાને ડાયઑક્સિજન સાથે વિસ્ફોટક-પ્રક્રિયા કરે છે.

(D) તે અસ્થાયી પેરૉક્સાઇડ આપે છે.

(2) ડાયહાઇડ્રોજન નીચેનામાંથી શેમાં ઉપયોગી છે ?

(A) બળતણ કોષમાં (B) એમોનિયાની બનાવટમાં

(C) વનસ્પતિ ઘીની બનાવટમાં (D) આપેલા બધામાં

(3) અસ્થાયી કઠિનતા દૂર કરવા સામાન્ય રીતે કઈ પદ્ધતિ વપરાય છે ?

(A) પાણીને ગરમ કરી ઠંડું પાડવાથી (B) રેઝિન પદ્ધતિ

(C) આયન વિનિમય પદ્ધતિ (D) આપેલામાંથી એક પણ નહિ.

(4) બેરિયમ પેરૉક્સાઇડમાંથી કયા વૈજ્ઞાનિકે હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ મેળવ્યો ?

(A) જે. એલ. લેનાર્ડ (B) જે. જે. થોમસન

(C) જે. એલ. થેનાર્ડ (D) ગોલ્ડસ્ટીન

(5) ક્રિયાશીલતા માટે શું સાચું છે ?

(A) પ્રોટિયમ = ટ્રિટિયમ (B) પ્રોટિયમ < ડ્યુટેરિયમ

(C) પ્રોટિયમ > ડ્યુરેટિયમ (D) પ્રોટિયમ = ડ્યુરેટિયમ

(6) $H_2O_2 \rightarrow 2H^+ + O_2 + 2e^-$ આપેલા સમીકરણમાં H_2O_2 માં કઈ પ્રક્રિયા થાય છે ?

(A) ઑક્સિડેશન (B) રિડક્શન

(C) તટસ્થીકરણ (D) રેડોક્ષ

(7) વ્યાપારી ધોરણે 'કાલગોન' કયા પદાર્થને કહે છે ?

(A) સોડિયમ પાયરોમેટાફૉસ્ફેટ (B) સોડિયમ મેટાફૉસ્ફેટ

(C) સોડિયમ હેક્ઝામેટાફૉસ્ફેટ (D) સોડિયમ પોલીફૉસ્ફેટ

(8) આયન વિનિમય પદ્ધતિમાં વિનિમય તરીકે કોનો ઉપયોગ થાય છે ?

(A) એલમ (B) ઝીઓલાઇટ

(C) કળી ચૂનો (D) આપેલા બધા જ

(9) સોડિયમ હેક્ઝામેટાફૉસ્ફેટનું સાચું અણુસૂત્ર કયું છે ?

(A) $Na_4 P_4 O_{16}$ (B) $Na_6 P_6 O_{16}$

(C) $Na_6 P_4 O_{18}$ (D) $Na_6 P_6 O_{18}$

(10) ટ્રિટિયમની સાપેક્ષમાં પ્રોટિયમનું સાપેક્ષ પ્રમાણ કેટલું હોય છે ?

(A) 10^{16} (B) 10^{17}

(C) 10^{-17} (D) 10^{-16}

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) સમસ્થાનિક એટલે શું ?

(2) હાઇડ્રોજનને આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકમાં કયા સ્થાને મૂકવામાં આવે છે ?

(3) હાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિકોનાં નામ લખો.

(4) હાઇડ્રાઇડ સંયોજનના પ્રકાર જણાવો.

(5) કઠિન પાણીમાં કયા ધાતુ આયનોની અશુદ્ધિઓ રહેલી છે ?

(6) ભારે પાણીનું અણુસૂત્ર આપો.

(7) પાણીના અણુમાં બંધકોણ અને સંકરણનો પ્રકાર લખો.

(8) ક્લર્ક પદ્ધતિ લખો.

(9) હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડનું બંધારણ લખો.

(10) હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે વર્તે છે. તે માટેનું સમીકરણ લખો.

(11) બે ધાત્વિક ક્ષારનાં અણુસૂત્રો લખો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) હાઇડ્રોજનના સમસ્થાનિકોની ટૂંકમાં સમજૂતી આપો.

(2) કઠિન પાણી અને નરમ પાણી વિશે સમજાવો.

(3) હાઇડ્રોજનની આર્થિક ઉપયોગિતા લખો.

(4) H_2O નું બંધારણ સમજાવો.

(5) સ્થાયી કઠિનતા દૂર કરવા માટેની રાસાયણિક પદ્ધતિ લખો.

(6) સ્થાયી કઠિનતા દૂર કરવા માટેની આયન વિનિમય પદ્ધતિ લખો.

(7) હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડના ઉપયોગો જણાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર જવાબ આપો :

(1) હાઇડ્રોજનના આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકમાં સ્થાનની ચર્ચા કરો.

(2) હાઇડ્રોજનની બનાવટ લખી ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો સમજાવો.

(3) હાઇડ્રોજનના ઉપયોગ લખો.

(4) હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડની બનાવટ લખી ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો સમજાવો.

(5) હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો એટલે શું ? તેના પ્રકાર આપી સમજાવો.

s - વિભાગનાં તત્ત્વો (આલ્કલી અને આલ્કલાઈન અર્થ તત્ત્વો)

6.1 પ્રસ્તાવના
6.2 આલ્કલી ધાતુઓ - પ્રાપ્તિસ્થાન, પરમાણ્વિય અને ભૌતિક ગુણધર્મો
6.3 પરમાણ્વિય કદ અને આયનીય કદ
6.4 તત્ત્વોની પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી
6.4.1 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (ઊર્જા, શક્તિ)
6.4.2 જલીયકરણ એન્થાલ્પી (ઊર્જા, શક્તિ)
6.5 આલ્કલી ધાતુઓની રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા (પ્રક્રિયાઓ) રાસાયણિક ગુણધર્મો
6.6 ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સંયોજનો તથા ડાયહાઇડ્રોજન, હેલોજન, એમોનિયા સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા (પ્રક્રિયાઓ)
6.7 વિકર્ણ સંબંધ અને અનિયમિત વર્તણૂંક (લિથિયમ અને મેગ્નેનિશયમ)
6.7.1 લિથિયમનો મૅગ્નેશિયમ સાથેનો વિકર્ણ સંબંધ
6.7.2 લિથિયમનું સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોથી અલગ પડવું (અનિયમિત વર્તણૂંક)
6.8 વિકર્ણ સંબંધ અને અનિયમિત વર્તણૂંક (બેરેલિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમ)
6.8.1 બેરિલિયમનો ઍલ્યુમિનિયમ સાથેનો વિકર્ણ સંબંધ
6.8.2 બેરિલિયમનું સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોથી અલગ પડવું (અનિયમિત વર્તણૂંક)
6.9 લિથિયમ - પ્રાપ્તિસ્થાન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો
6.10 સોડિયમ - પ્રાપ્તિસ્થાન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો
6.11 આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ - પ્રાપ્તિસ્થાન - ભૌતિક ગુણધર્મો અને ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના
6.12 ભૌતિક ગુણધર્મો વચ્ચે સંબંધિત વલણ
6.13 રાસાયણિક ગુણધર્મો
6.14 ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ
6.15 હેલાઇડ સંયોજનો
6.16 ઑક્સો ક્ષારોની દ્રાવ્યતા અને ઉષ્મીય સ્થાયીતા
6.17 સોડિયમનાં કેટલાંક સંયોજનોનાં ઉત્પાદન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો
6.18 Na^+ અને K^+ ની જૈવિક અગત્ય
6.19 કૅલ્શિયમનાં કેટલાંક સંયોજનો
6.20 મૅગ્નેશિયમ અને કૅલ્શિયમની જૈવિક અગત્ય

6.1 પ્રસ્તાવના

આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકમાં તત્ત્વોને **s**, p, d અને f એમ ચાર વિભાગોમાં વિભાજિત કરવામાં આવ્યાં છે. આવર્ત કોષ્ટકના **s**-વિભાગનાં તત્ત્વોનો આપણે આ એકમમાં અભ્યાસ કરીશું. આવર્ત કોષ્ટકના **s**-વિભાગનાં તત્ત્વો એવાં તત્ત્વો છે જેમાં છેલ્લો ઈલેક્ટ્રૉન સૌથી બહારની **s**-કક્ષકમાં દાખલ થાય છે. **s**-કક્ષકમાં માત્ર બે જ ઈલેક્ટ્રૉનનો સમાવેશ થઈ શકે છે. માટે આવર્ત કોષ્ટકના **s**-વિભાગમાં બે સમૂહો (1 અને 2) (જૂના પ્રમાણે I-A અને II-A) આવેલા છે.

આવર્ત કોષ્ટકના પ્રથમ સમૂહ-1 (સમૂહ IA) નાં તત્ત્વો છે : લિથિયમ (Lithium-Li), સોડિયમ (Sodium-Na), પોટૅશિયમ (Potassium-K), રૂબિડિયમ (Rubidium-Rb), સીઝિયમ (Cesium-Cs) અને ફ્રાન્સિયમ (Francium-Fr), સામૂહિક રીતે આ તત્ત્વો આલ્કલી ધાતુઓ તરીકે ઓળખાય છે. આ શબ્દ એરેબિક શબ્દ Al-quaily પરથી આવેલો છે. તેનો અર્થ છોડવાંની રાખ થાય છે. કારણ કે વનસ્પતિના છોડની રાખમાં સોડિયમ અને પોટૅશિયમ કાર્બોનેટ ક્ષારો વધુ પ્રમાણમાં છે. અન્ય કારણ એમ પણ છે કે તેઓ પાણી સાથેની પ્રક્રિયામાં જે હાઇડ્રૉક્સાઇડ બનાવે છે તે સ્વભાવમાં (ગુણધર્મમાં) આલ્કલાઈન હોય છે.

સમૂહ-2 (II-A) નાં તત્ત્વોમાં બેરિલિયમ (Beryllium-Be), મૅગ્નેશિયમ (Magnesium -Mg), કૅલ્શિયમ (Calcium-Ca), સ્ટ્રોન્શિયમ (Strontium-Sr), બેરિયમ (Barium-Ba) અને રેડિયમ (Radium-Ra) છે.

આ તત્ત્વો બેરિલિયમના અપવાદ સિવાય સામાન્ય રીતે આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ તરીકે ઓળખાય છે. કારણ કે તેમનાં ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સ્વભાવમાં (ગુણધર્મોમાં) આલ્કલાઈન છે અને આ ધાતુઓના ઑક્સાઇડ પૃથ્વીના પોપડામાં (Crust)* મળી આવે છે.

* પૃથ્વીના પાતળા બાહ્ય સ્તરને પોપડો (Crust) કહે છે.

6.2 આલ્કલી ધાતુઓ - પ્રાપ્તિસ્થાન, પરમાણ્વિય અને ભૌતિક ગુણધર્મો (Occurrence, Atomic and Physical Properties)

આલ્કલી ધાતુઓમાં સોડિયમ અને પોટૅશિયમ વિપુલ પ્રમાણમાં છે. જમીનના બંધારણમાં સોડિયમ અને પોટૅશિયમ આશરે 4 % જેટલું છે. લિથિયમ, રૂબિડિયમ અને સિઝિયમનું પ્રમાણ ઘણું જ ઓછું છે. છતાં અનેક ખનિજોમાંથી મળી આવે છે (કોષ્ટક 6.1). ફ્રાન્સિયમ ખૂબ જ રેડિયોસક્રિય છે. તેનો સૌથી વધુ આયુષ્ય ધરાવતો સમસ્થાનિક ^{223}Fr નું અર્ધ આયુષ્ય (જીવન) માત્ર 21 મિનિટ છે.

આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓમાંની કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમનો વિપુલતા ક્રમ પૃથ્વીના પોપડામાં અનુક્રમે પાંચમો અને છઠ્ઠો છે. સ્ટ્રોન્શિયમ અને બેરિયમની વિપુલતા ઘણી ઓછી છે. બેરિલિયમ વિરલ (rare) છે અને રેડિયમ સૌથી વિરલ છે. તેનું પ્રમાણ અગ્નિકૃત** ખડકોના 10^{-10} ટકા જેટલું જ છે. (કોષ્ટક 6.1).

s-વિભાગનાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [ઉમદાવાયુ] ns^1 આલ્કલી ધાતુઓ માટે અને [ઉમદાવાયુ] ns^2 આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ માટે છે. સમૂહ-1 અને સમૂહ-2 નાં પ્રથમ તત્ત્વો અનુક્રમે લિથિયમ અને બેરિલિયમ કેટલાક એવા ગુણધર્મો દર્શાવે છે જે-તે જ સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વો કરતાં અલગ પડે છે. આ અનિયમિત ગુણધર્મો ધરાવતાં તત્ત્વ તેમને અનુસરતા પછીના સમૂહના બીજા તત્ત્વ સાથે સામ્ય ધરાવે છે. આમ, લિથિયમ (સમૂહ-1) મૅગ્નેશિયમ (સમૂહ-2) સાથે અને બેરિલિયમ (સમૂહ-2), ઍલ્યુમિનિયમ (સમૂહ-3) સાથે તેમના ઘણા ગુણધર્મોમાં સરખાપણું દર્શાવે છે. આ પ્રકારના વિકર્ણીય સરખાપણાને સામાન્ય રીતે આવર્ત કોષ્ટકમાં 'વિકર્ણ સંબંધ' તરીકે દર્શાવવામાં આવે છે. આ વિકર્ણીય સરખાપણું તત્ત્વોના આયનીય કદ (Size) અને /અથવા વીજભાર/ત્રિજ્યા ગુણોત્તરને લીધે હોય છે. એકસંયોજક સોડિયમ અને પોટૅશિયમ તથા દ્વિસંયોજક મૅગ્નેશિયમ અને કૅલ્શિયમ આયનો જૈવિક દ્રવ (fluid)માં ખૂબ પ્રમાણમાં મળે છે. આ આયનો અગત્યનાં જૈવિક કાર્યો જેવાં કે આયન સંતુલનની જાળવણી અને જ્ઞાનતંતુ વલણ વહન (nerve impulse conduction) કરે છે.

સમૂહ-1 નાં તત્ત્વોના મુખ્ય ખનીજો અને બંધારણ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) લિથિયમ : સ્પોડ્યુમિન - $LiAl(SiO_3)_2$
લેપિડોલાઇટ- $(Li,Na,K)_2Al_2(SiO_3)_3[F(OH)]_6$

(ii) સોડિયમ : રોક સોલ્ટ - NaCl,
કાર્નાઇટ - $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$

બોરેક્ષ - $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$

ચીલી સોલ્ટ પીટર - $NaNO_3$

(iii) પોટૅશિયમ : સિલ્વાઇન - KCl,
કાર્નેલાઇટ - KCl, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$

કોષ્ટક 6.1 : આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વોના પરમાણ્વિય અને ભૌતિક ગુણધર્મો

ગુણધર્મ	લિથિયમ Li	સોડિયમ Na	પોટૅશિયમ K	રૂબિડિયમ Rb	સીઝિયમ Cs	ફ્રાન્શિયમ Fr
પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	3	11	19	37	55	87
પરમાણ્વિય દળ ગ્રામમોલ$^{-1}$	6.94	22.99	39.10	85.47	132.91	223
ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના	$[He]2s^1$	$[Ne]3s^1$	$[Ar]4s^1$	$[Kr]5s^1$	$[Xe]6s^1$	$[Rn]7s^1$
આયનીકરણ એન્થાલ્પી (કિ. જૂ. મોલ$^{-1}$)	520	496	419	403	373	-375
જલીયકરણ એન્થાલ્પી (કિ. જૂ. મોલ$^{-1}$)	–506	–406	–330	–310	–270	—
ધાત્વીય ત્રિજ્યા (pm) ⊗	152	186	227	248	265	—
આયનીય ત્રિજ્યા (pm) ⊗	76	102	138	152	167	(180)
ગલનબિંદુ (K)	454	371	336	312	302	—
ઉત્કલનબિંદુ (K)	1615	1156	1032	961	944	—
♦ ઘનતા (ગ્રામ સેમી$^{-3}$)	0.53	0.97	0.86	1.53	1.90	—
પ્રમાણિત પોટૅન્શિયલ $E^{(0)}$ (V) (M^+/M) માટે	–3.04	–2.714	–2.925	–2.930	–2.927	—
લિથોસ્ફિયરમાં પ્રાપ્તિ	18*	2.27**	1.84**	78.12**	2.6*	10^{-18}*

*ppm પાર્ટ્સ પર મિલિયન અથવા પાર્ટ પ્રતિ દસ લાખ ** વજનથી ટકા ⊗ pm=પિકોમિટર $=10^{-12}$ મીટર

(*) લિથોસ્ફીયર પૃથ્વીનું બાહ્યસ્તર : તેનો પોપડો અને ઉપરના મેન્ટલનો ભાગ ♦ ઘનતાનો SI એકમ કિગ્રા મી$^{-3}$ છે.

** મેગ્મા પિગલિત ખડકમાંથી બનેલો એક પ્રકારનો ખડક જે ઠંડો પડેલ છે અને સખત બનેલ છે.

કોષ્ટક 6.1 પરથી જણાશે કે આલ્કલી ધાતુ તત્ત્વો તેમની બાહ્યતમ કક્ષામાં એક ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે એટલે કે ns^1. આ ઇલેક્ટ્રૉન નિર્બળ આકર્ષણ ધરાવતો હોઈ સહેલાઈથી દૂર થઈ ધાતુ તત્ત્વો ધન આયન બનાવે છે. તેમની આયનીકરણ એન્થાલ્પી નીચી હોય છે અને સહેલાઈથી એક સંયોજક આયન બનાવે છે. આથી જ તેમને સૌથી વધુ વિદ્યુતધનમય (electropositive) ધાતુઓ કહે છે. સહેલાઈથી ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી દેતી હોવાને કારણે તે કુદરતમાં મુક્ત સ્વરૂપે મળતી નથી પરંતુ એક સંયોજક આયન ધરાવતા ક્ષારો વિપુલ પ્રમાણમાં મળે છે. બધાં જ તત્ત્વો રૂપેરી શ્વેત છે. પરંતુ ભેજવાળી હવામાં તેમની સપાટી ઝાંખી પડે છે. કારણ કે તેમની સપાટી પર ઑક્સાઇડ (હાઇડ્રૉક્સાઇડ)નું પડ બને છે. આ ધાતુઓ હલકી છે. તેમના નીચા ગલનબિંદુ અને ઊંચી વિદ્યુતવાહકતા તેમની ઘન સ્થિતિમાં નિર્બળ બંધ સૂચવે છે.

આ ધાતુઓ ઑક્સિડાઇઝિંગ જ્યોત (ભૂરી જ્યોત)માં જુદા જુદા રંગની જ્યોત આપે છે

ધાતુ	Li	Na	K	Rb	Cs
રંગ	ઘેરો લાલ	પીળો	જાંબલી	લાલ-જાંબલી	વાદળી-જાંબલી
λ (nm)	670.8	589.2	766.5	780.0	455.5

પ્રવૃત્તિ : દીવાસળીની એક સળી સળગાવો. થોડી વાર પછી હોલવી નાંખો. તેના ઉપરના કાળા ટોચવાળા ભાગને પાણીથી ભીનો કરી મીઠામાં રાખો જેથી મીઠું તેના પર ચોંટશે. હવે તમારા ઘરના રાંધણ ગૅસને ચાલુ કરો અને ભૂરી જ્યોત (ઑક્સિડાઇઝિંગ જ્યોત)માં તેને ધરો. તમે શું અવલોકન કરો છો તે નોંધો. તમને પીળા રંગની જ્યોત દેખાશે જે મીઠામાંના Na^+ ની હાજરીની પરખ કરે છે. આને ગુણદર્શક પૃથક્કરણમાં જ્યોત કસોટી કહે છે.

નીચી આયનીકરણ ઍન્થાલ્પી લીધે સૌથી બહારની s-કક્ષકમાં રહેલો ઇલેક્ટ્રૉન ઊર્જા મેળવી ઉત્તેજિત થાય છે અને ઊંચા શક્તિસ્તરમાં જાય છે. ત્યાર બાદ ખૂબ જ ત્વરિત સમયમાં ઉત્તેજિત ઇલેક્ટ્રૉન મૂળ કક્ષકમાં (ધરા અવસ્થામાં) પાછો ફરે છે અને શોષેલી ઊર્જા ઉત્સર્જનરૂપે વિશિષ્ટ તરંગલંબાઈ ધરાવતા વિકિરણ દ્વારા ઉત્સર્જિત થાય છે. જુદી જુદી તરંગલંબાઈના વિકિરણો હોવાથી જુદા જુદા રંગની જ્યોત આપે છે. આથી જ આલ્કલી તત્ત્વોની પરખ માટે ગુણદર્શક પૃથક્કરણમાં જ્યોત કસોટી કરવામાં આવે છે.

Na અને K જેવી ધાતુઓના પ્રમાણ ફ્લેમ ફોટોમિટર અથવા એટમિક એબ્સોર્પશન સ્પેક્ટ્રોફોટોમિટર જેવા સાધનની મદદથી નક્કી કરી શકાય છે. આ ગુણધર્મોને લીધે જ સીઝિયમ અને પોટૅશિયમનો ફોટોઇલેક્ટ્રિક સેલમાં ઉપયોગ થાય છે.

તેમના મોટા કદના કારણે તેમની ઘનતા નીચી હોય છે. Li થી Cs તરફ જતાં ઘનતા વધે છે. તેમના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ નીચાં છે જે દર્શાવે છે કે તેઓ નિર્બળ ધાત્વીય બંધ ધરાવે છે. જે તેમનામાં રહેલા એક જ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનને લીધે હોય છે.

6.3 પરમાણ્વિય કદ (Atomic Size) અને આયનીય કદ (Ionic Size)

આવર્ત કોષ્ટકના કોઈ પણ આવર્તમાંનાં તત્ત્વો કરતાં આલ્કલી ધાતુના પરમાણુના કદ અન્ય તત્ત્વોનાં પરમાણ્વિય કદ કરતાં સૌથી મોટાં હોય છે. પરમાણ્વિય-ક્રમાંકના વધારા સાથે પરમાણુ વધુ મોટો થતો જાય છે. એક સંયોજક આયનો (M^+) તેમના જનક (Parent) પરમાણુ કરતાં કદમાં નાના હોય છે. આલ્કલી ધાતુઓની પરમાણ્વિય અને આણ્વિય ત્રિજ્યાઓ સમૂહમાં નીચે તરફ જતાં વધતી જાય છે. એટલે કે Li થી Cs તરફ જતાં તેમના કદમાં તથા ત્રિજ્યામાં વધારો થતો જાય છે.

6.4 તત્વોની પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી (Reaction Enthalpy of Elements)

6.4.1 આયનીકરણ એન્થાલ્પી (ઊર્જા, શક્તિ) (Ionization Enthalpy) : આવર્ત કોષ્ટકના બીજા કોઈ પણ સમૂહનાં તત્ત્વો કરતાં આલ્કલી સમૂહનાં તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પી સૌથી ઓછી છે અને Li થી Cs તરફ જતાં તે ક્રમશઃ ઘટે છે. કારણ મોટા પરમાણ્વિય કદના કારણે સંયોજકતા કક્ષકમાંના ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્રીય આકર્ષણ ઘટે છે અને ઇલેક્ટ્રૉન સહેલાઈથી દૂર થાય છે.

આલ્કલી તત્ત્વોની ઊંચી વિદ્યુતધનમયતાને કારણે ઊંચી વિદ્યુતઋણતા ધરાવતાં તત્ત્વો સાથે આયનીય બંધ બનાવે છે. દા.ત., NaCl. આ તત્ત્વો ઉષ્મા સુવાહકો હોવાથી તેમાંની કેટલીક ધાતુઓ ન્યુક્લિયર રિએક્ટર (પરમાણુ ભઠ્ઠી)માં શીતક તરીકે વપરાય છે.

6.4.2 જલીયકરણ એન્થાલ્પી (ઊર્જા, શક્તિ) (Hydration Enthalpy) : આલ્કલી ધાતુઓની જલીયકરણ એન્થાલ્પી તેમના આયનીય કદના વધારા સાથે ઘટતી જાય છે.

$Li^+ > Na^+ > K^+ > Rb^+ > Cs^+$

Li નો જલીયકરણ અંશ સૌથી વધારે છે અને આ કારણને લીધે જ લિથિયમ ક્ષારો મુખ્યત્વે જલયુક્ત (hydrated) હોય છે. દા.ત., $LiCl \cdot 2H_2O$

6.5 આલ્કલી ધાતુઓની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ (Chemical Reactions of Alkali Metals) રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties)

આલ્કલી ધાતુઓ તેમના મોટા કદ અને નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પીને કારણે ખૂબ જ પ્રતિક્રિયાત્મક (Reactive) છે. આ ધાતુઓની પ્રતિક્રિયાત્મકતા (Reactivity) સમૂહમાં નીચે જતાં વધતી જાય છે.

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ

(i) હવા અથવા ઑક્સિજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : આલ્કલી ધાતુઓ શુષ્ક હવામાં ઝાંખી પડે છે. કારણ કે તેમના ઑક્સાઇડ બને છે જે ભેજ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ બનાવે છે. તેઓ હવામાં જલદ રીતે સળગે છે અને ઑક્સાઇડ બનાવે છે. લિથિયમ મોનૉક્સાઇડ બનાવે છે.

$4Li+O_2$ (મર્યાદિત પ્રમાણમાં) $\xrightarrow{\Delta}$ $2Li_2O$

(લિથિયમ મોનૉક્સાઇડ)

સોડિયમ પેરૉક્સાઇડ બનાવે છે.

$2Na+O_2$(પૂરતા પ્રમાણમાં) $\xrightarrow{\Delta}$ Na_2O_2

(સોડિયમ પેરૉક્સાઇડ)

અન્ય ધાતુઓ સુપર ઑક્સાઇડ બનાવે છે. સુપર ઑક્સાઇડ આયન (O_2^{1-}આયન) - K,Rb,Cs જેવા મોટા ધનાયનની હાજરીમાં જ સ્થાયી હોય છે.

$4Li_{(S)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$ (ઑક્સાઇડ)

$2Na_{(S)} + O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{2(s)}$ (પેરૉક્સાઇડ)

$M_{(S)} + O_{2(g)} \rightarrow MO_{2(s)}$ (સુપર ઑક્સાઇડ)

(M = K, Rb, Cs)

આ બધા જ ઑક્સાઇડમાં આલ્કલી ધાતુની ઑક્સિડેશન સ્થિતિ (અવસ્થા) +1 છે.

લિથિયમ હવામાંના નાઇટ્રોજન સાથે સીધી જ પ્રક્રિયા કરી, અપવાદરૂપ વર્તણૂક દર્શાવી લિથિયમ નાઇટ્રાઇડ (Li_3N) પણ બનાવે છે. આલ્કલી ધાતુઓને તેમની ઊંચી પ્રતિક્રિયાત્મકતાને લીધે કેરોસીનમાં રાખવામાં આવે છે.

6.6 ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રોક્સાઇડ સંયોજનો તથા ડાયહાઇડ્રોજન, હેલોજન, એમોનિયા સાથેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ (Chemical Reactions with Dihydrogen, Dihalogen, Ammonia and Oxide and Hydroxide Compounds) :

(i) આલ્કલી ધાતુના M_2O પ્રકારના ઑક્સાઇડ પાણી સાથેની પ્રક્રિયાથી પ્રબળ બેઝિક દ્રાવણ આપે છે.

$$M_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2MOH_{(\ell)}$$

આ તત્ત્વોના પેરૉક્સાઇડ પણ પાણી સાથે બેઝિક દ્રાવણ આપે છે. MOH પ્રકારના બેઝિક હાઇડ્રૉક્સાઇડ ખૂબ જ પ્રબળ હોવાથી તેમને આલ્કલી કહે છે. સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડને કોસ્ટિક સોડા અને પોટૅશિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડને કોસ્ટિક પોટાશ કહે છે. તે ચામડી પર દાહક છે. LiOH પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય છે જ્યારે Na, K, Rb અને Csના હાઇડ્રૉક્સાઇડ પાણીમાં સુદ્રાવ્ય છે.

(ii) પાણી પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : આલ્કલી ધાતુઓ પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ તથા ડાયહાઇડ્રોજન(H_2 હાઇડ્રોજન અણુ) બનાવે છે.

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2M^+_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + H_{2(aq)}$$

(M = આલ્કલી ધાતુ)

અત્રે એ નોંધવું જરૂરી છે કે લિથિયમના રિડક્શન પોટૅન્શિયલ (E^0) નું મૂલ્ય ઋણ છે (કોષ્ટક 6.1). પરંતુ સોડિયમના રિડક્શન પોટૅન્શિયલ (E^0) નું મૂલ્ય સૌથી ઓછું ઋણ હોવા છતાં પણ સોડિયમ કરતાં ઓછી જલદ રીતે પ્રક્રિયા કરે છે. લિથિયમની આ વર્તણૂક તેના નાના કદ અને ઊંચી જલીયકરણ એન્થાલ્પીને કારણે ગણવામાં આવે છે. સમૂહની અન્ય ધાતુઓ પાણી સાથે સ્ફોટક રીતે પ્રક્રિયા કરે છે. આ ઉપરાંત તેઓ પ્રોટોન- દાતા જેવાં કે આલ્કોહૉલ, વાયુમય એમોનિયા અને આલ્કાઇન (alkyne) સાથે પણ પ્રક્રિયા કરે છે.

(iii) ડાયહાઇડ્રોજન (H_2) પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : આલ્કલી ધાતુઓ શુષ્ક ડાયહાઇડ્રોજન સાથે ગરમ કરતાં તેમના હાઇડ્રાઇડ બનાવે છે. જે પાણી સાથેની પ્રક્રિયાથી ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મુક્ત કરે છે.

$2M_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow 2MH_{(s)}$ (ધાતુ હાઇડ્રાઇડ)

$MH_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

રિડક્શન સ્વભાવ (Nature) : આલ્કલી ધાતુઓ પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. લિથિયમ સૌથી વધુ અને સોડિયમ સૌથી ઓછો શક્તિશાળી રિડક્શનકર્તા છે (કોષ્ટક 6.1). પ્રમાણિત ઇલેક્ટ્રોડ (વીજ ધ્રુવ) પોટૅન્શિયલ (વિભવ) (E^0) રિડક્શનકર્તા તરીકેની તાકાતનું માપન કરે છે.

$M_{(s)} \rightarrow M_{(g)}$ ઉર્ધ્વીકરણ એન્થાલ્પી

$M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e^-$ આયનીકરણ એન્થાલ્પી

$M^+_{(g)} + H_2O \rightarrow M^+_{(aq)}$ જલીયકરણ એન્થાલ્પી

પોતાના આયનના સૌથી ઓછા કદ સાથે લિથિયમ જેની જલીયકરણ એન્થાલ્પી સૌથી ઊંચી છે અને તેના ઊંચા ઋણ E^0 મૂલ્યને લીધે ઊંચી રિડક્શન તાકાત ધરાવે છે.

(iv) હેલોજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : આલ્કલી ધાતુઓ ઝડપથી જલદ રીતે હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને આયનીય હેલાઇડ M^+X^- બનાવે છે. આમ છતાં લિથિયમ હેલાઇડ કંઈક અંશે સહસંયોજક છે. આનું કારણ લિથિયમ આયનની ઊંચી ધ્રુવીભવનક્ષમતા (Polarization compatibility) છે. ઋણાયનના ઇલેક્ટ્રૉન વાદળની ધનાયન વડે થતી વિકૃતિને ધ્રુવીભવન કહે છે. Li^+ આયન કદમાં ઘણું નાનું છે અને ઋણ હેલાઇડ આયનની આજુબાજુના ઇલેક્ટ્રૉન વાદળને વિકૃત કરે છે. વધુ કદવાળા ઋણાયન સહેલાઈથી વિકૃત થઈ શકે છે. માટે હેલાઇડમાં લિથિયમ આયોડાઇડ સૌથી વધુ સહસંયોજક છે. હેલાઇડ સંયોજનમાં હેલોજન ઑક્સિડેશનકર્તા તરીકે વર્તે છે.

આલ્કલી ધાતુના હેલાઇડ સંયોજન રંગવિહીન, સ્ફટિકમય, ઊંચા ગલનબિંદુવાળાં અને સ્થાયી આયનીય સંયોજનો છે. કોઈ પણ આલ્કલી ધાતુના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુના વલણ ફ્લોરાઇડ > ક્લોરાઇડ > બ્રોમાઇડ > આયોડાઇડ છે. લિથિયમ ફ્લોરાઇડ સિવાયનાં બધાં જ હેલાઇડ સંયોજનો પાણીમાં દ્રાવ્ય છે.

(v) પ્રવાહી એમોનિયા પ્રત્યેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા : આલ્કલી ધાતુઓ પ્રવાહી એમોનિયામાં ઓગળે છે અને ઘેરા વાદળી રંગના દ્રાવણ આપે છે જે સ્વભાવે વિદ્યુતવાહક છે.

$$M_{(S)}+(x+y)NH_{3(l)} \rightarrow [M(NH_3)_x]^+_{(am)}+[e(NH_3)_y]^-_{(am)}$$

દ્રાવણનો વાદળી રંગ એમોનિયામય ઈલેક્ટ્રૉનને લીધે છે. જે દૃષ્યમાન રંગપટમાંથી પ્રકાશ શોષે છે અને દ્રાવણને વાદળી રંગ આપે છે. આ દ્રાવણો અનુચુંબકીય છે અને તેમને મૂકી રાખતાં ધીમે ધીમે ડાયહાઇડ્રૉજન વાયુ મુક્ત કરે છે અને એમાઇડ બનાવે છે.

$$M^{+}_{(am)} + e^{-} + NH_{3(l)} \rightarrow MNH_{2(am)} + \frac{1}{2}H_{2(g)}$$

જ્યાં 'am' એમોનિયામાં દ્રાવણ સૂચવે છે. સાંદ્ર દ્રાવણોમાં વાદળી રંગ કાળો-ભૂરો (Bronze) રંગમાં ફેરવાય છે અને પ્રતિચુંબકીય બને છે.

સોડિયમ ધાતુ પર 573 થી 673 K તાપમાને શુષ્ક એમોનિયા વાયુ પસાર કરતાં સોડામાઇડ બને છે અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મક્ત થાય છે.

$$2Na_{(s)} + 2NH_{3(g)} \xrightarrow{573\text{-}673\ K} 2NaNH_{2(s)} + H_{2(g)}$$

(સોડામાઇડ)

(vi) ઑક્સો ઍસિડના ક્ષાર : ઑક્સો ઍસિડ એવા ઍસિડ છે જેમાં ઍસિડિક પ્રોટોન હાઇડ્રૉક્સિલ સમૂહ પર હોય છે અને ઑક્સો સમૂહ તે જ પરમાણુ સાથે જોડાયેલો હોય છે. દા.ત. કાર્બોનિક ઍસિડ -H_2CO_3-($OC(OH)_2$); સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ H_2SO_4 -($O_2S(OH)_2$), આલ્કલી ધાતુઓ બધા જ ઑક્સો ઍસિડ સાથે ક્ષાર બનાવે છે. તે સામાન્ય રીતે પાણીમાં દ્રાવ્ય છે અને ઉષ્મીય રીતે સ્થાયી હોય છે. તેમના કાર્બોનેટ (M_2CO_3) અને મોટા ભાગના કિસ્સાઓમાં હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ અથવા બાયકાર્બોનેટ ($MHCO_3$) પણ ઉષ્મા પ્રત્યે વધુ સ્થાયી હોય છે. સમૂહમાં નીચે જતાં વિદ્યુતધનમય ગુણધર્મ વધતો જતો હોવાથી કાર્બોનેટ અને હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટની સ્થાયીતા વધે છે. લિથિયમ કાર્બોનેટ ઉષ્મા પ્રત્યે એટલો સ્થાયી નથી. લિથિયમ કદમાં નાનો હોવાથી તે Li_2O અને CO_2 માં વિઘટન પામે છે. તેનો હાઇડ્રોજનકાર્બોનેટ ઘન તરીકે ઉદ્ભવી શકતો નથી.

6.7 વિકર્ણ સંબંધ અને અનિયમિત વર્તણૂક (લિથિયમ અને મેગ્નેશિમ) (Diagonal Relationship and Anomalous Behaviour - Lithium and Magnesium) :

6.7.1 લિથિયમનો મૅગ્નેશિયમ સાથેનો વિકર્ણ સંબંધ (Diagonal Relationship of Lithium with Magnesium) : લિથિયમ (સમૂહ-1) અને મૅગ્નેશિયમ (સમૂહ-2) વચ્ચેની સામ્યતા ખાસ કરીને આશ્ચર્યજનક છે અને તે ઉદ્ભવવાનું કારણ તેમનાં સરખાં કદ છે.

પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા Li = 152 pm Mg = 160 pm

આયનીય ત્રિજ્યા Li^+ = 76 pm Mg^{2+} = 72 pm

સામ્યતાના મુખ્ય મુદ્દાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) લિથિયમ અને મૅગ્નેશિયમ તેમના અનુરૂપ સમૂહોનાં અન્ય તત્ત્વો કરતાં વધારે સખત અને હલકાં છે.

(ii) લિથિયમ અને મૅગ્નેશિયમ પાણી સાથે ધીમેથી પ્રક્રિયા કરે છે. તેના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ પાણીમાં ઘણા ઓછા દ્રાવ્ય છે. તેમના હાઇડ્રૉક્સાઇડને ગરમ કરતાં વિઘટન પામે છે.

(iii) લિથિયમ અને મૅગ્નેશિયમ બંને નાઇટ્રોજન સાથે સીધા સંયોજાઈ નાઇટ્રાઇડ (Li_3N અને Mg_3N_2) આપે છે.

(iv) ઑક્સાઇડ Li_2O અને MgO વધુ ઑક્સિજન સાથે સંયોજાઈ કોઈ સુપર ઑક્સાઇડ આપતા નથી.

(v) લિથિયમ અને મૅગ્નેશિયમના કાર્બોનેટને ગરમ કરતાં સહેલાઈથી વિઘટન પામે છે અને ઑક્સાઇડ તથા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ આપે છે. લિથિયમ અને મૅગ્નેશિયમ દ્વારા ઘન હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ બનતા નથી.

(vi) બંને LiCl અને $MgCl_2$ ઈથરમાં દ્રાવ્ય છે.

(vii) બંને LiCl અને $MgCl_2$ ભેજગ્રાહી છે અને જલીય દ્રાવણમાંથી $LiCl{\cdot}2H_2O$ તથા $MgCl_2{\cdot}8H_2O$ તરીકે સ્ફટિકીકરણ પામે છે.

6.7.2 લિથિયમનું સમૂહના અન્ય તત્ત્વોથી અલગ પડવું (અનિયમિત વર્તણૂક) (Difference of Lithium from other Elements of the Group) (Anomalous Behaviour) :

(i) લિથિયમ ઘણું સખત છે. તેનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ અન્ય આલ્કલી ધાતુઓ કરતાં ઊંચાં છે.

(ii) લિથિયમ આલ્કલી ધાતુઓમાં સૌથી ઓછું પ્રતિક્રિયાત્મક છે. પરંતુ સૌથી પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. હવામાં દહન કરતાં તે મુખ્યત્વે મોનૉક્સાઇડ Li_2O અને નાઇટ્રાઇડ Li_3N બનાવે છે. જે અન્ય આલ્કલી ધાતુઓમાં બનતું નથી.

(iii) LiCl જળશોષક છે અને હાઇડ્રેટ તરીકે સ્ફટિકીકરણ પામે છે $LiCl{\cdot}2H_2O$. જ્યારે અન્ય આલ્કલી ધાતુઓ હાઇડ્રેટ બનાવતા નથી.

(iv) લિથિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (લિથિયમ બાયકાર્બોનેટ) ઘન સ્વરૂપે મળતો નથી જ્યારે અન્ય બધાં જ તત્ત્વો ઘન હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (બાયકાર્બોનેટ) બનાવે છે.

(v) લિથિયમ અન્ય આલ્કલી ધાતુઓથી વિપરીત (unlike) ઈથાઈન સાથેની પ્રક્રિયાથી ઈથાઈનાઇડ બનાવતો નથી.

(vi) લિથિયમ નાઇટ્રેટને ગરમ કરવામાં આવે ત્યારે લિથિયમ ઑક્સાઇડ (Li_2O) આપે છે. જ્યારે અન્ય આલ્કલી ધાતુઓના નાઇટ્રેટ તેમના અનુરૂપ નાઇટ્રાઇટમાં વિઘટન પામે છે.

$$4LiNO_{3(s)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)} + 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$2NaNO_{3(s)} \rightarrow 2NaNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$

(vii) LiF અને Li_2O અન્ય આલ્કલી ધાતુઓના અનુરૂપ સંયોજનો કરતાં પાણીમાં ઘણા ઓછા દ્રાવ્ય છે.

6.8 વિકર્ણ સંબધ અને અનિયમિત વર્તણૂક (બેરિલિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમ) (Diagonal Relationship and Anomalous Behaviour -Berylium and Aluminium) :

6.8.1 બેરિલિયમનો ઍલ્યુમિનિયમ સાથેનો વિકર્ણ સંબંધ (Diagonal Relationship of Berylium with Aluminium) : Be^{2+} ની આયનીય ત્રિજ્યા અંદાજે 31 pm છે. Be^{2+} આયનનો ભાર/ત્રિજ્યાનો ગુણોત્તર Al^{3+} આયનના

ગુણોત્તરની લગભગ નજીક છે. આથી બેરિલિયમ કેટલીક બાબતોમાં ઍલ્યુમિનિયમ સાથે સામ્યતા ધરાવે છે. આવી કેટલીક સામ્યતાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) ઍલ્યુમિનિયમની જેમ બેરિલિયમ પણ ઝડપથી ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરતું નથી. કારણ કે ધાતુની સપાટી પર ઑક્સાઇડનું સ્તર (layer) હાજર હોય છે.

(ii) બેરિલિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અધિક આલ્કલીમાં દ્રાવ્ય થઈ બેરિલેટ આયન $[Be(OH)_4]^{2-}$ આપે છે. જે ઍલ્યુમિનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અધિક આલ્કલીમાં દ્રાવ્ય થઈ આપતાં ઍલ્યુમિનેટ આયન $[Al(OH)_4]^-$ ને મળતું આવે છે.

(iii) બંને બેરિલિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમના ક્લોરાઇડ બાષ્પ અવસ્થામાંના બંધારણમાં –Cl સેતુ (–Cl bridge) ધરાવે છે. બંનેના ક્લોરાઇડ કાર્બનિક દ્રાવકોમાં દ્રાવ્ય છે અને પ્રબળ લુઇસ ઍસિડ છે તે ફ્રિડલ -ક્રાફ્ટ ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે.

(iv) બેરિલિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમ આયનને સંકીર્ણ બનાવવાનું પ્રબળ વલણ છે. દા.ત. $[BeF_4]^{2-}$, $[AlF_6]^{3-}$.

(v) ઍલ્યુમિનિયમની જેમ બેરિલિયમ નાઇટ્રિક ઍસિડ પ્રત્યે નિષ્ક્રિય છે.

(vi) ઍલ્યુમિનિયમ કાર્બાઇડ Al_4C_3 ની જેમ બેરિલિયમ કાર્બાઇડ Be_2C પણ પાણી સાથે મિથેન વાયુ આપે છે.

6.8.2 બેરિલિયમનું સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોથી અલગ પડવું (અનિયમિત વર્તણૂક) (Difference of Beryllium from Other Elements of the Group) (Anomalous Behavior) : બીજા સમૂહની ધાતુઓમાં પ્રથમ તત્ત્વ મૅગ્નેશિયમ સમૂહના અન્ય સભ્યોની સરખામણીમાં અનિયમિત વર્તણૂક દર્શાવે છે.

(i) બેરિલિયમને અપવાદરૂપ નાનાં પરમાણ્વિય અને આયનીય કદ છે અને આથી તેને સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોની સાથે સરખાવી શકાતું નથી. ઊંચી આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને નાના કદને કારણે તે જે સંયોજનો બનાવે છે તે મોટે ભાગે સહસંયોજક હોય છે અને સહેલાઈથી જળવિભાજન પામે છે.

(ii) બેરિલિયમમાં માત્ર ચાર ઇલેક્ટ્રૉન છે તેથી ચાર કક્ષકો પ્રાપ્ય છે અને તેથી ચાર કરતાં વધારે સવર્ગાંક (Co-ordination number) દર્શાવી શકતું નથી. સમૂહના બાકીના સભ્યો d-કક્ષકોનો ઉપયોગ કરીને ચાર કરતાં વધારે સવર્ગાંક પ્રાપ્ત કરી શકે છે.

(iii) બેરિલિયમના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સમૂહના અન્ય સભ્યોથી અલગ રીતે ઉભય ગુણધર્મી છે. અન્ય સભ્યોના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સ્વભાવે માત્ર બેઝિક છે.

6.9 લિથિયમ - પ્રાપ્તિસ્થાન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો (Lithium-Occurrence, Properties and Uses)

લિથિયમના મુખ્ય ખનીજો તથા તેમનાં બંધારણ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) સ્પોડ્યુમિન = $LiAl(SiO_3)_2$,

(ii) લેપિડોલાઇટ=$(Li,Na,K)_2Al_2(SiO_3)_3(F,OH)_2$

(iii) એમ્બ્લિગોનાઇટ = $Li_2Al(PO_4)F(OH)$

નિષ્કર્ષણ (Extraction) : લિથિયમના ખનીજમાંથી તેનું નિષ્કર્ષણ નીચેના બે તબક્કામાં કરવામાં આવે છે :

(i) ખનીજમાંથી LiCl મેળવવું અને LiCl વિદ્યુતવિભાજન કરવું. પ્રથમ તબક્કામાં 1373 K તાપમાને ખનીજને ગરમ કર્યા બાદ આશરે 573 K તાપમાને સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરતાં અને ત્યાર બાદ પાણી સાથે મિશ્ર કરતાં $Li_2SO_4 \cdot 2H_2O$ માં રૂપાંતર પામે છે. ત્યાર બાદ સોડિયમ કાર્બોનેટ અને છેવટે હાઇડ્રૉક્લોરિક ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયાથી LiCl બને છે.

(ii) બીજા તબક્કામાં 55 % LiCl અને 45 % KCl ના પિગાળેલા મિશ્રણનું 773 K તાપમાને વિદ્યુતવિભાજન થતાં 1 % પોટૅશિયમની અશુદ્ધિ ધરાવતું લિથિયમ મળે છે.

ગુણધર્મો :

(i) લિથિયમ ધાતુ રૂપેરી શ્વેત અને સીસા (લેડ) કરતાં નરમ પણ સોડિયમ કરતાં વધુ સખત છે.

(ii) સમૂહ-1નાં તત્ત્વોમાં કદમાં સૌથી નાનું હોવાથી ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ અને આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો ઊંચાં છે.

ઉપયોગો :

લિથિયમનો ઉપયોગ (i) રિડક્શનકર્તા તરીકે (ii) મિશ્ર ધાતુની બનાવટમાં (iii) વિમાન ઉદ્યોગમાં (iv) આર્મર પ્લેટ (Armeour Plate)ની બનાવટમાં અને (v) અત્યંત મજબૂત અને ક્ષારણ પ્રતિરોધક મિશ્રધાતુ (1 % Mg +14 % Li) બનાવવામાં થાય છે.

6.10 સોડિયમ - પ્રાપ્તિસ્થાન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો (Sodium - Occurrence, Properties and Uses)

પ્રાપ્તિસ્થાન : સોડિયમ ધાતુ અત્યંત સક્રિય હોવાને લીધે કુદરતમાં મુક્ત સ્વરૂપે મળી આવતી નથી. પરંતુ તે સહેલાઈથી ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી સ્થાયી એક સંયોજક ધન આયન (Na^+) આપી શકતો હોવાને કારણે સંયોજિત સ્વરૂપે પૃથ્વીના પોપડામાં, દરિયાના પાણીમાં તે વિપુલ પ્રમાણમાં મળી આવે છે. તેના મુખ્ય ખનીજો અને તેમનાં બંધારણ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) રોક સોલ્ટ (NaCl)

(ii) ચીલી સોલ્ટ પીટર ($NaNO_3$)

(iii) બોરેક્ષ ($Na_2B_4O_7.10H_2O$)

નિષ્કર્ષણ (Extraction) : સોડિયમ ક્ષારોનાં જલીય દ્રાવણોનું વિદ્યુતવિભાજન કરતાં કૅથોડ પર સોડિયમ ધાતુને બદલે ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મળે છે કારણ કે સોડિયમનો રિડક્શન પોટૅન્શિયલ ડાયહાઇડ્રોજનના રિડક્શન પોટૅન્શિયલ કરતાં વધુ ઋણ છે. આથી સોડિયમના ક્ષારોનું પિગલન કરી વિદ્યુત-વિભાજન કરવામાં આવે છે. જેથી કૅથોડ પર સોડિયમ ધાતુ મળે છે. સોડિયમનું ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન ડાઉન કોષ (Down cell) દ્વારા

1123 K તાપમાને પિગાળેલા સોડિયમ ક્લોરાઇડના વિદ્યુત વિભાજનથી કરવામાં આવે છે. ડાઉન કોષમાં ધન ધ્રુવ તરીકે નિષ્ક્રિય ગ્રેફાઇટ અને ઋણ ધ્રુવ તરીકે સ્ટીલ અથવા લોખંડ વપરાય છે. ઋણ ધ્રુવ પર સોડિયમ ધાતુ મળે છે. એનોડ પર ક્લોરિન વાયુ મુક્ત થાય છે. ડાઉન કોષમાં બંને ધ્રુવો વચ્ચે એક રક્ષક (Protective) પડદો હોવાથી સોડિયમ અને ક્લોરિન વચ્ચે પ્રક્રિયા થતી નથી. સોડિયમ ધાતુને હવા અને પાણીની પ્રક્રિયાથી અલિપ્ત રાખવા માટે કેરોસીનમાં એકઠી કરવામાં આવે છે.

કોષ-પ્રક્રિયા :

એનોડ : $2Cl^-_{(\ell)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$ ઑક્સિડેશન

કૅથોડ : $Na^+_{(\ell)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$ રિડક્શન

ગુણધર્મો :

ભૌતિક : સોડિયમ રૂપેરી ચળકાટવાળી મૃદુ (પોચી) ધાતુ છે. તે ખૂબ જ સક્રિય હોવાથી હવામાં ખુલ્લી રાખતાં ઑક્સાઇડ પડ બનવાથી ઝાંખી પડે છે. (જો ચપ્પા વડે કાપીને વચ્ચેનો ભાગ જોઈએ તો ચળકતી જણાશે.) તે ખૂબ જ સક્રિય હોવાથી કેરોસીનમાં રાખવી પડે છે.

રાસાયણિક :

(i) ઑક્સિજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : સોડિયમ ધાતુ ઑક્સિજન સાથે ખૂબ જ ત્વરિત પ્રક્રિયા કરી વધુ ઑક્સિજનની હાજરીને લીધે પેરૉક્સાઇડ આપે છે.

$$2Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Na_2O_{2(S)}$$

(ii) પાણી પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા : સોડિયમ ધાતુ પાણી સાથે ખૂબ જ ત્વરિત અને જલદ પ્રક્રિયા કરે છે અને કેટલીક વાર ધડાકો પણ થાય છે અને સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ તથા ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે.

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

(iii) ડાયહાઇડ્રોજન પ્રત્યેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા : સોડિયમ ડાયહાઇડ્રોજન સાથે પ્રક્રિયા કરી સોડિયમ હાઇડ્રાઇડ બનાવે છે.

$$2Na_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightarrow 2NaH_{(s)}$$

(iv) હેલોજન પ્રત્યેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા : સોડિયમ હેલોજન સાથે પણ ત્વરિત પ્રક્રિયા કરી સૉડિયમ હેલાઇડ બનાવે છે.

$$2Na_{(s)} + X_{2(g)} \rightarrow 2NaX_{(s)}$$
$$(X = F, Cl, Br, I)$$

ઉપયોગો : સોડિયમનો ઉપયોગ (i) રિડક્શનકર્તા તરીકે (ii) કેન્દ્રીય અણુ ભઠ્ઠી (ન્યુક્લિયર રિએક્ટર)માં પ્રવાહી શીતક તરીકે (iii) રંગ ઉદ્યોગમાં (iv) સોડિયમ લાઇટ (પીળા રંગની) સ્ટ્રીટ લાઇટોમાં બાષ્પ તરીકે અને (v) કાર્બનિક રસાયણમાં તત્ત્વની પરખ માટે - લેસાઈન કસોટીમાં થાય છે.

6.11 આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ - પ્રાપ્તિસ્થાન, ભૌતિક ગુણધર્મો અને ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના (Alkaline Earth Metals, Occurrence, Physical, Properties and Electronic Configuration)

સમૂહ-2 (II-A) તત્ત્વોમાં બેરિલિયમ (Beryllium-Be), કૅલ્શિયમ (Calcium), સ્ટ્રોન્શિયમ (Strontium-Sr), બૅરિયમ (Barium-Ba) અને રેડિયમ (Radium-Ra) નો સમાવેશ થાય છે. આવર્ત કોષ્ટકમાં તેઓ આલ્કલી ધાતુઓ પછીના સમૂહમાં આવે છે. આ તત્ત્વો (બેરિલિયમ સિવાય)ને આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ કહે છે. પ્રથમ તત્ત્વ બેરિલિયમ સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોથી અલગ પડે છે અને તે પછીના સમૂહના બીજા તત્ત્વ ઍલ્યુમિનિયમ સાથે વિકર્ણ સંબંધ દર્શાવે છે. આ તત્ત્વો મુક્ત સ્વરૂપે મળતાં નથી. કૅલ્શિયમ અને મૅગ્નેશિયમ વિપુલ પ્રમાણમાં અને સ્ટ્રોન્શિયમ તથા બૅરિયમ અલ્પ પ્રમાણમાં મળી આવે છે. રેડિયમ રેડિયો સક્રિય છે અને ખૂબ જ અલ્પ પ્રમાણમાં સંયુક્ત સ્વરૂપે મળી આવે છે.

કોષ્ટક 6.2

તત્ત્વ	મુખ્ય ખનીજો અને બંધારણ
બેરિલિયમ	ઑક્સાઇડ બેરાઇલ : $3BeO, Al_2O_3, 6SiO_2$,(15 % BeO) ઑક્સાઇડ ક્રિનેસાઇડ : $BeO, Al_2O_3, 6SiO_2$, (7% BeO) ઑક્સાઇડ બ્રોમેલાઇટ : BeO (45 % BeO)
મૅગ્નેશિયમ	મૅગ્નેસાઇટ : $MgCO_3$, ઇપ્સમ ક્ષાર : $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ક્રિસેરાઇટ : $MgSO_4 \cdot H_2O$, કાર્નેલાઇટ : $MgCl_2$ KCl $6H_2O$ ક્રાઇનાઇટ : $K_2SO_4, MgSO_4, MgCl_2$ ડોલોમાઇટ : $CaCO_3, MgCO_3$
કૅલ્શિયમ	લાઇમ સ્ટૉન, ચોક આરસપહાણ : $CaCO_3$ જિપ્સમ $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, ફ્લોરસ્પાર CaF_2 ફ્લોર એપેટાઇટ : $[Ca_5 (PO_4)_3F]$, ક્લોર એપેટાઇટ : $[Ca_5 (PO_4)_3Cl]$
સ્ટ્રોન્શિયમ	સ્ટ્રોન્સિનેઆઇડ : $SrCO_3$, સિલેસ્ટ્રાઇન : $SrSO_4$
બૅરિયમ	વિધેરાઇટ : $BaCO_3$, બેરાઇટ : $BaSO_4$
રેડિયમ	પિચબ્લેન્ડ, કાર્નેલાઇટ જેવા ખનીજોમાં સંયુક્ત ક્ષારરૂપે

કોષ્ટક 6.3 : આલ્કાઇન અર્થધાતુઓના પરમાણ્વિય અને ભૌતિક ગુણધર્મો

ગુણધર્મ	બેરિલિયમ Be	મૅગ્નેશિયમ Mg	કેલ્શિયમ Ca	સ્ટ્રોન્શિયમ Sr	બૅરિયમ Ba	રેડિયમ Ra
પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	4	12	20	38	56	88
પરમાણ્વિય દળ (ગ્રામ મોલ$^{-1}$)	9.01	24.31	40.08	87.62	137.33	226.03
ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના	$[He]2s^2$	$[Ne]3s^2$	$[Ar]4s^2$	$[Kr]5s^2$	$[Xe]6s^2$	$[Rn]7s^2$
પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી (કિ જૂ મોલ$^{-1}$)	899	737	590	549	503	509
દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી(કિ જૂ મોલ$^{-1}$)	1157	1450	1145	1064	965	979
જલીયકરણ એન્થાલ્પી (કિ જૂ મોલ$^{-1}$)	-2494	-1921	-1577	-1443	-1305	—
ધાત્વિક ત્રિજ્યા (pm)	111	160	197	215	222	—
આયનીય ત્રિજ્યા (pm) (M^{2+} આયન)	31	72	100	118	135	148
ગલનબિંદુ (K)	1560	924	1124	1062	1002	973
ઉત્કલનબિંદુ (K)	274	1363	1767	1655	2078	(1973)
ઘનતા (ગ્રામ સેમી$^{-3}$)	1.84	1.74	1.55	2.63	3.59	(5.5)
પ્રમાણિત પોટૅન્શિયલ (E^o /M^{2+}/M માટે)V	-1.97	-2.36	-2.84	-2.89	-2.92	-2.02
લિથોસ્ફિયરમાં પ્રાપ્તિ	2*	2.76**	4.6**	3.84*	3.90*	10^{-6}*

* ppm (પાર્ટ્સ પર મિલિયન અથવા મિલિગ્રામ પ્રતિ લિટર) ** વજનથી ટકા

ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના : કોષ્ટક 6.3 પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે, આ તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના [ઉમદાવાયુ] ns^2 તરીકે દર્શાવી શકાય અને તેમની સૌથી બહારની કક્ષકમાં બે ઈલેક્ટ્રૉન હોય છે. આ ઈલેક્ટ્રૉન સહેલાઈથી ગુમાવી શકાતા હોવાથી તેઓ ખાસ કરીને આયનીય હોય છે.

આયનીકરણ એન્થાલ્પી : આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓની નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું કારણ પરમાણુઓના કંઈક અંશે મોટા કદ છે. સમૂહમાં નીચે જઈએ તેમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે (કોષ્ટક 6.3). આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($M \rightarrow M^{1+} + e^-$) તેને અનુરૂપ સમૂહ-1ની ધાતુઓ કરતાં વધારે છે. આનું કારણ તેમને અનુરૂપ આલ્કલી ધાતુઓની સરખામણીમાં તેમનાં નાનાં કદ છે. એ નોંધવું રસપ્રદ છે કે આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($M^{1+} \rightarrow M^{2+} + e^-$) તેમને અનુરૂપ આલ્કલી ધાતુઓની આયનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં ઓછી છે.

જલીયકરણ એન્થાલ્પી : આલ્કલી ધાતુ આયનોની જેમ આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુ આયનોની જલીયકરણ એન્થાલ્પી આલ્કલી ધાતુ આયનોની જલીયકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધારે છે. આથી આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓનાં સંયોજનો આલ્કલી ધાતુઓનાં સંયોજનો કરતાં વિસ્તૃતતાથી જલીયકરણ પામેલાં હોય છે. દા.ત., $MgCl_2$ અને $CaCl_2$ અનુક્રમે $MgCl_2.6H_2O$ અને $CaCl_2.6H_2O$ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જ્યારે NaCl અને KCl હાઇડ્રેટેડ હોતા નથી.

6.12 ભૌતિક ગુણધર્મો વચ્ચે સંબંધિત વલણ (Relative Trend Between Physical Properties)

આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ સામાન્ય રીતે સફેદ, ચળકતી અને પોચી પણ સાપેક્ષમાં આલ્કલી ધાતુઓ કરતાં કઠણ છે. બેરિલિયમ અને મૅગ્નેશિયમ કંઈક અંશે રાખોડી રંગની દેખાય છે. તનનીય (ductile) અને ટીપનીય (malleable) છે. આ ધાતુઓના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તેમને અનુરૂપ આલ્કલી ધાતુઓ કરતાં વધારે ઊંચાં હોય છે, કારણ કે તેમનાં કદ નાનાં છે. આ વલણ જોકે નિયમિત (પદ્ધતિસર) નથી. નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પીને લીધે તેઓ સ્વભાવે પ્રબળ વિદ્યુતધનમય હોય છે. આ લાક્ષણિકતા Be થી Ba તરફ જતાં વધે છે. કેલ્શિયમ, બેરિયમ અને સ્ટ્રોન્શિયમ લાક્ષણિક જ્યોત આપે છે. કેલ્શિયમ - ઈંટ જેવો લાલ, બેરિયમ-આછો લીલો અને સ્ટ્રોન્શિયમ - લાલ કિરમજી (Crimson red). જ્યોતમાં રાખતાં બાહ્ય કક્ષાનો ઈલેક્ટ્રૉન ઉત્તેજિત થઈ ઊંચા શક્તિસ્તરમાં જાય છે અને ત્યાર બાદ મૂળ કક્ષકમાં પાછો આવે છે ત્યારે ઉત્સર્જિત થતી ઊર્જા દશ્યમાન રંગપટમાંનો રંગ દર્શાવે છે. બેરિલિયમ અને

મૅગ્નેશિયમના ઇલેક્ટ્રૉન એટલી પ્રબળ રીતે જોડાયેલ હોય છે કે તે જ્યોતમાં ઉત્તેજિત થઈ શકતાં નથી. Ca, Sr અને Ba તત્ત્વોને ગુણદર્શક પૃથક્કરણમાં જ્યોત કસોટી કરી પારખવામાં આવે છે. કૅલ્શિયમનું પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ ફ્લેમફોટોમિટર અથવા એટમિક એબ્સોર્પશન સ્પેક્ટ્રોફોટોમિટરની મદદથી કરી શકાય છે. આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓની ઊંચી વિદ્યુતમય અને ઉષ્મીય વાહકતાને લીધે તે ઉષ્મા અને વિદ્યુતના સુવાહક છે. આ ધાતુઓની આ એક ખાસ લાક્ષણિકતા છે.

6.13 રાસાયણિક ગુણધર્મો (Chemical Properties)

આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ આલ્કલી ધાતુઓ કરતાં ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મક છે. સમૂહમાં નીચે જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા વધતી જાય છે.

બેરિલિયમ અને મૅગ્નેશિયમ પ્રતિક્રિયાત્મક રીતે નિષ્ક્રિય છે, કારણ કે તેમની સપાટી પર ઑક્સાઇડનું સ્તર બનેલું હોય છે. જોકે પાઉડર કરેલ બેરિલિયમ તેજસ્વી રીતે હવામાં સળગીને BeO તથા Be_3N_2 આપે છે. મૅગ્નેશિયમ વધારે વિદ્યુતધનમય હોવાથી ઝગારા મારતા પ્રકાશ સાથે તેજસ્વી રીતે હવામાં સળગે છે અને MgO તથા Mg_3N_2 આપે છે. કૅલ્શિયમ, સ્ટ્રોન્શિયમ અને બૅરિયમ ત્વરાથી હવા વડે અસર પામે છે અને ઑક્સાઇડ તથા નાઇટ્રાઇડ આપે છે. તે પાણી સાથે ઝડપથી પ્રક્રિયા કરી હાઇડ્રૉક્સાઇડ બનાવે છે.

6.14 ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ (Oxides and Hydroxides)

આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ MO પ્રકારના ઑક્સાઇડ બનાવે છે, જે સફેદ રંગનાં સંયોજનો છે. બેરિલિયમ અને મૅગ્નેશિયમના ઑક્સાઇડ પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય છે. જ્યારે બાકીની ધાતુઓના ઑક્સાઇડની પાણીમાં દ્રાવ્યતા ક્રમશઃ વધે છે. બેરિલિયમ ઑક્સાઇડ ઊભય ગુણધર્મી છે. જ્યારે બાકીના ઑક્સાઇડ પ્રબળ બેઝિક છે અને હવામાંના કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ તથા ભેજને શોષી લે છે.

$$MO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow M(OH)_{2(aq)}$$

$Be(OH)_2$ અને $Mg(OH)_2$ તેમના દ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવણમાંથી NaOH સાથેની પ્રક્રિયાથી મેળવી શકાય છે. તે આલ્કલી ધાતુઓના હાઇડ્રૉક્સાઇડ કરતાં ઓછા બેઝિક છે. સમૂહમાં નીચે જતાં હાઇડ્રૉક્સાઇડની દ્રાવ્યતામાં ક્રમશઃ વધારો થાય છે. બેરિલિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ ઊભય ગુણધર્મી છે. તેથી તે અનુક્રમે બેઇઝ અને ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે.

$$Be(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow [Be(OH)_4]^{2-}$$

બેરિલેટ આયન

$$Be(OH)_{2(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow BeCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

6.15 હેલાઇડ સંયોજનો (Halide Compounds)

હેલોજન પ્રત્યે પ્રતિક્રિયાત્મકતા

બધી જ આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ ઊંચા તાપમાને હેલોજન સાથે સંયોજાઈ તેમના હેલાઇડ બનાવે છે.

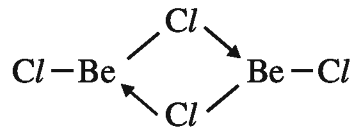
$$M + X_2 = MX_2 \ (X = F, Cl, Br, I)$$

$(NH_4)_2 BeF_4$ નું વિઘટન BeF_2 ની બનાવટ માટે ઉત્તમ પ્રક્રિયા છે. $BeCl_2$ તેના ઑક્સાઇડમાંથી સરળતાથી બનાવી શકાય છે.

$$BeO + C + Cl_2 \overset{600\text{-}800K}{\rightleftharpoons} BeCl_2 + CO$$

બેરેલિયમ હેલાઇડના અપવાદ સિવાય બાકીની આલ્કલાઇન અર્થધાતુના હેલાઇડ સ્વભાવે આયનીય છે. બેરિલિયમ હેલાઇડ મુખ્યત્વે સહસંયોજક છે અને કાર્બનિક દ્રાવકોમાં દ્રાવ્ય છે. બેરિલિયમ ક્લોરાઇડનું સ્વરૂપ ઘન અવસ્થામાં સાંકળ જેવું હોય છે :

બાષ્પ અવસ્થામાં $BeCl_2$ ક્લોરો (Cl-Cl) સેતુ ધરાવતું દ્વિઅણુ (dimer) બનાવે છે.



લગભગ 1200 K તાપમાને એકાકી અણુ (monomer)માં વિયોજિત થાય છે. હેલાઇડ હાઇડ્રેટ બનાવવાનું વલણ સમૂહમાં નીચે જતાં ક્રમશઃ ઘટે છે. દા.ત., $MgCl_2.8H_2O$, $CaCl_2.6H_2O$, $SrCl_2.6H_2O$, $BaCl_2.2H_2O$ કૅલ્શિયમ, બેરિયમ અને સ્ટ્રોન્શિયમના હાઇડ્રેટેડ ક્લોરાઇડ, બ્રોમાઇડ અને આયોડાઇડનું નિર્જલીયકરણ તેમને ગરમ કરવાથી થઈ શકે છે. પરંતુ તેને અનુરૂપ Be અને Mg હાઇડ્રેટેડ હેલાઇડ જળવિભાજન દર્શાવે છે. ફ્લોરાઇડ કરતાં ફ્લોરાઇડ સાપેક્ષમાં ઓછા દ્રાવ્ય છે. તેનું કારણ તેમની ઊંચી લેટિસ ઊર્જા છે.

6.16 ઑક્સો ક્ષારો-તેમની દ્રાવ્યતા અને ઉષ્મીય સ્થાયીતા (Oxosalts - Their Solubility and Thermal Stability)

આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ ઑક્સો ઍસિડના ક્ષાર બનાવે છે, જેમાંના કેટલાક નીચે પ્રમાણે છે :

સલ્ફેટ : આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુના સલ્ફેટ ક્ષારો ધાતુના કાર્બોનેટની સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયાથી મેળવી શકાય છે.

$$MCO_{3(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow MSO_{4(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

(M = આલ્કાઇન અર્થ ધાતુ)

તે સફેદ ઘન પદાર્થ છે અને ઉષ્મા પ્રત્યે સ્થાયી છે. $BeSO_4$ અને $MgSO_4$ પાણીમાં ઝડપથી દ્રાવ્ય થાય છે. $CaSO_4$ થી $BaSO_4$ તરફ જતાં દ્રાવ્યતા ઘટે છે. Be^{2+} અને Mg^{2+} આયનોની જલીયકરણ એન્થાલ્પી વધારે હોવાથી લેટિસ એન્થાલ્પી પરિબળને વટાવી જાય છે. માટે તેઓ પાણીમાં દ્રાવ્ય છે.

નાઇટ્રેટ : ધાતુના કાર્બોનેટને મંદ નાઇટ્રિક ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી નાઇટ્રેટ મેળવી શકાય છે. મૅગ્નેશિયમ નાઇટ્રેટ પાણીના અણુ સાથે જોડાઈ સ્ફટિકીકરણ પામે છે. જ્યારે બેરિયમ નાઇટ્રેટ નિર્જળ ક્ષાર તરીકે સ્ફટિકીકરણ પામે છે. આ પણ એમ દર્શાવે છે કે, કદના વધારા સાથે અને ઘટતી જતી જલીયકરણ એન્થાલ્પીને લીધે હાઇડ્રેટ બનવાના વલણમાં ઘટાડો

દર્શાવે છે. તે બધાં જ ગરમ કરતાં લિથિયમ નાઈટ્રેટની જેમ વિઘટન પામીને ઑક્સાઇડ આપે છે.

$$2M(NO_3)_{2(s)} \rightarrow 2MO_{(s)} + 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

(M = Be, Mg, Ca, Sr, Ba)

કાર્બોનેટ : આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓના કાર્બોનેટ પાણીમાં અદ્રાવ્ય છે. તેમના દ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવણમાં સોડિયમ કાર્બોનેટ અથવા એમોનિયમ કાર્બોનેટ ઉમેરી તેમનું અવક્ષેપન કરી શકાય છે. પરમાણ્વિય-ક્રમાંકના વધારા સાથે કાર્બોનેટ ક્ષારોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા ઘટતી જાય છે.

ધાતુઓનો રિડક્શનકર્તા સ્વભાવ

આલ્કલી ધાતુઓની જેમ આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. આનો નિર્દેશ તેમના રિડક્શન પોટેન્શિયલના વધુ ઋણ મૂલ્યો સૂચવે છે (કોષ્ટક 6.5). તેમની રિડક્શન કરવાની તાકાત તેમને અનુરૂપ આલ્કલી ધાતુ કરતાં ઓછી છે. અન્ય આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓની સરખામણીમાં બેરિલિયમનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ છે. તેનો રિડક્શનકર્તા સ્વભાવ વધારે જલીયકરણ એન્થાલ્પી જે તેના (Be^{2+}) નાના કદ સાથે સુસંગત છે અને ધાતુ પરમાણ્વિય એન્થાલ્પીના ઊંચા મૂલ્યને કારણે છે.

પ્રવાહી એમોનિયામાં દ્રાવણ : આલ્કલી ધાતુઓની જેમ આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ પ્રવાહી એમોનિયામાં ઓગળે છે અને એમોનિયેટેડ આયન બનાવીને ઘેરું વાદળી દ્રાવણ આપે છે.

$$M_{(s)} + (x+2y)\,NH_{3(l)} \rightarrow [M(NH_3)_x]^{2+}_{(am)} + 2[e(NH_3)_y]^-_{(am)}$$

આ દ્રાવણોમાંથી એમોનિયેટેડ $[M(NH_3)_x]^{2+}_{(am)}$ આયન મેળવી શકાય છે.

ઉપયોગો : બેરિલિયમ મિશ્ર ધાતુના ઉત્પાદનમાં વપરાય છે. કૉપર-બેરિલિયમ મિશ્ર ધાતુ વધારે મજબૂતાઈ ધરાવતી સ્પ્રિંગો બનાવવામાં વપરાય છે. Be ધાતુનો ઉપયોગ X-કિરણોની ટ્યૂબની બારીઓ બનાવવામાં થાય છે. મૅગ્નેશિયમ અને ઍલ્યુમિનિયમ, ઝિંક, મૅંગેનિઝ અને ટીન સાથે મિશ્ર ધાતુ બનાવે છે. મૅગ્નેશિયમ-ઍલ્યુમિનિયમ મિશ્ર ધાતુ વજનમાં હલકી હોવાથી હવાઈજહાજો બનાવવામાં વપરાય છે. મૅગ્નેશિયમ પાઉડર અને પટ્ટી ફ્લેશ (Flash) પાઉડરમાં, બલ્બમાં, ઇન્સિડરી (incidery) બૉમ્બ તથા સિગ્નલમાં પણ વપરાય છે. ગ્રિગ્નાર્ડ પ્રક્રિયક બનાવવામાં Mg ધાતુ વપરાય છે. મૅગ્નેશિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનું પાણીમાં નિલંબન (Suspension) જે મિલ્ક ઑફ મૅગ્નેશિયા તરીકે ઓળખાય છે. તે દવાઓમાં એન્ટાસિડ તરીકે વપરાય છે. મૅગ્નેશિયમ કાર્બોનેટ ટૂથપેસ્ટનો એક ઘટક છે. કૅલ્શિયમનો ઉપયોગ જે ધાતુઓને તેમના ઑક્સાઇડમાંથી કાર્બન વડે રિડક્શન કરી મેળવી શકાતી નથી, તે મેળવવામાં થાય છે. કૅલ્શિયમ અને બેરિયમ ધાતુઓ તેમની ઑક્સિજન અને નાઇટ્રોજન સાથેની ઊંચા તાપમાને પ્રતિક્રિયાત્મકતાને લીધે શૂન્યાવકાશ નળીઓમાંથી હવા દૂર કરવા માટે વપરાય છે. રેડિયમના ક્ષારો રેડિયોચિકિત્સા (Radiotherapy)માં વપરાય છે. દા.ત., કેન્સરની સારવારમાં.

6.17 સોડિયમનાં કેટલાંક સંયોજનોનાં ઉત્પાદન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગો (Manufacture, Properties and Uses of Some Compounds of Sodium)

સોડિયમનાં ઉપયોગી સંયોજનો $NaOH, Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ અને $NaHCO_3$ ની બનાવટ, ગુણધર્મો અને ઉપયોગોનો અભ્યાસ અહીંયાં કરીશું.

સોડિયમ કાર્બોનેટ ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) નું ઉત્પાદન

સોડિયમ કાર્બોનેટને વોશિંગ સોડા (ધોવાના સોડા) તથા સોડાએશ તરીકે પણ ઓળખવામાં આવે છે. સામાન્ય રીતે સોલ્વે (Solvay) પદ્ધતિ (સોલ્વે એમોનિયા સોડા પદ્ધતિ) અથવા પ્રક્રમ તરીકે તેનું ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન કરવામાં આવે છે.

આ પ્રક્રમમાં સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (સોડિયમ બાયકાર્બોનેટ) ($NaHCO_3$)ની ઓછી દ્રાવ્યતાનો લાભ લેવામાં આવે છે. જેથી તે સોડિયમ ક્લોરાઇડના એમોનિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (એમોનિયમ બાયકાર્બોનેટ) NH_4HCO_3 સાથેની પ્રક્રિયાથી અવક્ષેપન પામે છે. એમોનિયા વડે સંતૃપ્ત કરવામાં આવેલા સોડિયમ ક્લોરાઇડના સાંદ્ર દ્રાવણમાંથી CO_2 વાયુ પસાર કરીને એમોનિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ બનાવવામાં આવે છે. જેમાં મળતો એમોનિયમ કાર્બોનેટ પાછળથી એમોનિયમ બાયકાર્બોનેટમાં ફેરવાય છે. સંપૂર્ણ પ્રક્રમ માટેનાં પ્રક્રિયા સમીકરણો નીચે પ્રમાણે છે :

$$2NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow (NH_4)_2CO_{3(s)}$$

$$(NH_4)_2CO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2NH_4HCO_{3(s)}$$

$$NH_4HCO_{3(s)} + NaCl_{(s)} \rightarrow NaHCO_{3(s)} + NH_4Cl_{(s)}$$

સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ અલ્પ દ્રાવ્ય હોવાથી તેના સ્ફટિક અલગ પડે છે અને તેને અલગ કરી ગરમ કરવાથી સોડિયમ કાર્બોનેટ બને છે.

$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

આ પ્રક્રમમાં એમોનિયા પાછો મેળવી શકાય છે. NH_4Cl ધરાવતા દ્રાવણની $Ca(OH)_2$ સાથે પ્રક્રિયા કરતાં ઉપનીપજ તરીકે NH_3 મળે છે.

$$2NH_4Cl_{(s)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2NH_{3(g)} + CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

અત્રે એ ધ્યાનમાં રાખવું જરૂરી છે કે, સોલ્વે પ્રક્રમ પોટૅશિયમ કાર્બોનેટના ઉત્પાદન માટે વાપરી શકાય નહિ. કારણ કે પોટૅશિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (પોટૅશિયમ બાયકાર્બોનેટ) એટલો બધો દ્રાવ્ય છે કે પોટૅશિયમ ક્લોરાઇડના સંતૃપ્ત દ્રાવણમાં એમોનિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ ઉમેરવા છતાં પણ અવક્ષેપન પામતો નથી.

ગુણધર્મો : સોડિયમ કાર્બોનેટ સફેદ સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થ છે જે ડેકાહાઇડ્રેટ (સ્ફટિક જળના દસ અણુ) તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, તે ધોવાના સોડા તરીકે પણ જાણીતો છે. ડેકાહાઇડ્રેટને ગરમ કરતાં સ્ફટિકજળ

ગુમાવે છે અને મોનોહાઇડ્રેટ (સ્ફટિક જળનો એક અણુ) બનાવે છે. 373 K તાપમાનથી ઊંચા તાપમાને ગરમ કરતાં સંપૂર્ણપણે નિર્જલીય બને છે અને સફેદ પાઉડર સ્વરૂપમાં ફેરવાય છે, જેને સોડાએશ Na_2CO_3 કહે છે.

$$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O_{(s)} \xrightarrow{373K} Na_2CO_3 \cdot H_2O_{(s)} + 9H_2O_{(g)}$$

$$Na_2CO_3 \cdot H_2O_{(s)} \xrightarrow{>373K} Na_2CO_{3(s)} + H_2O_{(g)}$$

તે ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે.

$$Na_2CO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

સોડિયમ કાર્બોનેટનો કાર્બોનેટ આયન પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરી જળવિભાજન પામે છે અને આલ્કલાઇન દ્રાવણ બનાવે છે.

$$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

સોડિયમ કાર્બોનેટના દ્રાવણમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ પસાર કરવાથી સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ બને છે.

$$Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2NaHCO_{3(aq)}$$

ઉપયોગ : તેનો ઉપયોગ (i) કઠિન પાણીને નરમ બનાવવામાં (ii) ધોબીકામમાં અને સ્વચ્છીકરણ (cleansing) માટે (iii) કાચ, સાબુ, બોરેક્ષ અને કોસ્ટિક સોડા જેવાં સંયોજનોના ઉત્પાદનમાં (iv) કાગળ અને કાપડ ઉદ્યોગમાં (v) રાસાયણિક પૃથક્કરણમાં પ્રયોગશાળાના પ્રક્રિયક તરીકે થાય છે.

સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ (કોસ્ટિક સોડા) (NaOH)

બનાવટ : સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનું ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન સામાન્ય રીતે કાસ્ટનર કેલનર (Castner-Kellner) કોષમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડના વિદ્યુતવિભાજન દ્વારા કરવામાં આવે છે. બ્રાઇન દ્રાવણનું (સોડિયમ ક્લોરાઇડ ધરાવતું દ્રાવણ) મરક્યુરિક કૅથોડ અને કાર્બન એનોડ તરીકે વાપરીને વિદ્યુત-વિભાજન કરવામાં આવે છે. કૅથોડ પર મુક્ત થતી સોડિયમ ધાતુ મરક્યુરી સાથે જોડાઈને સોડિયમ સંરસ (amalgam) (Na-Hg) બનાવે છે અને એનોડ પર ક્લોરિન વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે.

કૅથોડ : $Na^+{}_{(l)} + e^- \xrightarrow{Hg} NaHg_{(l)}$ (સોડિયમ સંરસ)

એનોડ : $Cl^-{}_{(l)} \rightarrow \frac{1}{2} Cl_{2(g)} + e^-$

સંરસની પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરવાથી સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે.

$$2Na\text{-}Hg(\text{સંરસ})_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + 2H_{2(g)}$$

ગુણધર્મો : સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ સફેદ પારભાસક (translucent) ઘન પદાર્થ છે. તે 591 K તાપમાને પીગળે છે. તે પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરી તેમાં ઓગળે છે અને ગરમી ઉત્પન્ન થાય છે. કારણ કે ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા છે અને પ્રબળ આલ્કલાઇન દ્રાવણ આપે છે. તેના સ્ફટિકો પ્રબળ ભેજશોષક છે. સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનું દ્રાવણ તેની સપાટી પરના વાતાવરણમાંથી CO_2 શોષીને પ્રક્રિયા કરે છે, જેથી Na_2CO_3 બને છે.

ઉપયોગો : સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનો ઉપયોગ (i) સાબુ, કાગળ, કૃત્રિમ રેશમ અને અસંખ્ય રસાયણો બનાવવામાં (ii) પેટ્રોલિયમના શુદ્ધીકરણ (refining)માં (iii) ઍલ્યુમિનિયમની ખનીજ બૉક્સાઇટના શુદ્ધીકરણમાં (iv) સુતરાઉ કાપડને સુંવાળું બનાવવા (mercerization) માટે કાપડ ઉદ્યોગમાં (v) શુદ્ધ ચરબી અને તેલ બનાવવા માટે (vi) પ્રયોગશાળામાં પ્રક્રિયક તરીકે થાય છે.

સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (સોડિયમ બાયકાર્બોનેટ, બેકિંગ સોડા, ખાવાના સોડા) ($NaHCO_3$) :

સોડિયમ બાયકાર્બોનેટને આધુનિક નામકરણ પ્રમાણે સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ કહેવામાં આવે છે. તે બેકિંગ સોડા, બેકિંગ પાઉડર અથવા ખાવાના સોડા તરીકે ઓળખાય છે. તેને ગરમ કરતાં તે વિઘટન પામે છે અને મુક્ત થતાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના પરપોટા ઉત્પન્ન કરે છે. (જેને લીધે કેક, ઢોકળાં, હાંડવો અથવા પેસ્ટ્રી જેવા ખાદ્યપદાર્થોનાં છિદ્રો રચાય છે. તેથી તે હલકા અને પોચા બને છે.)

સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ બનાવવા માટે સોડિયમ કાર્બોનેટના દ્રાવણને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વડે સંતૃપ્ત કરવામાં આવે છે. સોલ્વે એમોનિયા પ્રક્રમથી પણ તે મેળવી શકાય.

$$Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2NaHCO_{3(aq)}$$

પાણીમાં ઓછો દ્રાવ્ય હોવાથી અલગ પડવા માંડે છે.

ગુણધર્મો : સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ સફેદ, સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થ છે. તે Na_2CO_3 કરતાં ઓછો દ્રાવ્ય છે. પાણી સાથેની પ્રક્રિયાથી આલ્કલાઇન દ્રાવણ આપે છે.

ઉપયોગો : સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ ચામડીના રોગોના ચેપ માટે મંદ (mild) ચેપનાશક છે તેથી (i) ચેપનાશક તરીકે (ii) આગ બુઝાવવાના નળાઓમાં અગ્નિશામક તરીકે વપરાય છે, જેમાં તેની સાથે રહેલા ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે. (iii) હોજરીમાંની ઍસિડિટીમાં રાહત માટે એન્ટાસિડ તરીકે તથા (iv) પ્રયોગશાળામાં પ્રક્રિયક તરીકે વપરાય છે.

6.18 Na^+ અને K^+ ની જૈવિક અગત્ય (Biological Importance of Na^+ and K^+)

70 કિગ્રા વજન ધરાવતી કોઈ એક વ્યક્તિ 90 ગ્રામ Na અને 170 ગ્રામ K ધરાવે છે. જેની સરખામણીમાં 5 ગ્રામ Fe અને 0.06 ગ્રામ Cu ધરાવે છે.

સોડિયમ આયન (Na^+) પ્રાથમિક રીતે લોહી-પ્લાઝમામાં ઉપસ્થિત કોષની બહારની બાજુએ અને આંતરાલીય (inerstitial) પ્રવાહી જે કોષની આજુબાજુ હોય છે તેમાં ઉપસ્થિત હોય છે. આ આયનો જ્ઞાનતંતુ સંદેશાવહન (Nerve signal transmission) માટે, કોષ પડદાની વચ્ચે પાણીનાં વહેણના નિયમન માટે, કોષમાં શર્કરા તથા એમિનો ઍસિડના વહન (transport) માટે ભાગ ભજવે છે. સોડિયમ અને પોટૅશિયમ આયન રાસાયણિક દૃષ્ટિએ ઘણી જ સામ્યતા ધરાવતા

જણાય છે. પરંતુ કોષપટલમાંથી પસાર થવું (penetrate) તેમનીવહન, ક્રિયાવિધિ (mechanism) અને તેમની ઉત્સેચકને સક્રિયકૃત કરવાની ક્ષમતામાં પરિમાણાત્મક રીતે અલગ પડે છે. આમ, પોટૅશિયમ આયનો કોષ પ્રવાહીમાં વિપુલ પ્રમાણમાં ધનાયન છે જ્યાં તેઓ ઉત્સેચકને સક્રિયકૃત કરે છે અને ગ્લુકોઝના ઑક્સિડેશનથી ATP ઉત્પન્ન કરવા માટે ભાગ ભજવવામાં અને સોડિયમ સાથે જ્ઞાનતંતુ સિગ્નલના પ્રસરણ માટે જવાબદાર છે. કોષપટલની વિરુદ્ધ બાજુઓએ સોડિયમ અને પોટૅશિયમ આયનોની સાંદ્રતામાં પ્રમાણમાં નોંધપાત્ર વિચલન જણાય છે.

એક ખાસ પ્રકારના ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો, લોહી-પ્લાઝમાના રક્તકણોમાં સોડિયમ આયનનું સ્તર 143 મિલિમોલ લિટર$^{-1}$ જેટલું હાજર હોય છે. જ્યારે પોટૅશિયમ આયનનું સ્તર માત્ર 5 મિલિમોલ લિટર$^{-1}$ છે. આ સાંદ્રતાઓ બદલાઈને 10 મિલિમોલ લિટર$^{-1}$ (Na^+) અને 105 મિલિમોલ લિટર$^{-1}$ (K^+) થાય છે. આ આયનીય પ્રવણતા (degradation) એક વિભેદનીય (discriminative) ક્રિયાવિધિનું નિર્દેશન કરે છે. જેને સોડિયમ પોટૅશિયમ પંપ કહે છે. આ પંપ પ્રાણી આરામ કરતું હોય ત્યારે એક તૃતીયાંશ ભાગથી વધારે ATPનો વપરાશ કરે છે અને આરામ કરતા માનવમાં દર 24 કલાકે આશરે 15 કિગ્રા જેટલું છે. સોડિયમ પોટૅશિયમનો આ પંપ યોગ્ય રીતે કાર્ય ન કરે તો મનુષ્યમાં લોહીના દબાણને લગતા પ્રશ્નો ઊભા થાય છે. જેમકે Na^+ નું પ્રમાણ વધી જાય તો દાક્તરો મીઠું ખાવાનું બંધ કરાવે છે. સોડિયમ આયનનું વધારે પ્રમાણ લોહીના દબાણમાં વધારો કરે છે.

6.19 કેલ્શિયમનાં કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનો (Some Important Compounds of Calcium)

કેલ્શિયમના અગત્યનાં સંયોજનોમાં કળી ચૂનો (ક્વિકલાઈમ, કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ), ફોડેલો ચૂનો (સ્લેકેડ લાઇમ, કેલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ), લાઈમસ્ટોન (કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ) તથા સિમેન્ટ છે. આ ઔદ્યોગિક દૃષ્ટિએ અગત્યનાં સંયોજનો છે. મોટા પાયા પર આ સંયોજનોના ઉત્પાદન, ગુણધર્મો અને ઉપયોગોનો હવે અભ્યાસ કરીશું.

(1) કળી ચૂનો : (ક્વિક લાઈમ) : કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ (Calcium Oxide) : CaO : કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ વ્યાપારી ધોરણે લાઈમ સ્ટોન $CaCO_3$ ને રોટરી ભઠ્ઠી માં 1070-1270K તાપમાને ગરમ કરીને મેળવવામાં આવે છે.

$$CaCO_{3(s)} \overset{\text{ઊંચું તાપમાન}}{\rightleftharpoons} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ જેવો ઉત્પન્ન થાય છે તેવો જ તેને દૂર કરવામાં આવે છે જેથી પ્રક્રિયા સંપૂર્ણ થવા તરફ (પુરોગામી દિશા) આગળ વધે છે અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા અટકાવાય છે.

ગુણધર્મો :

(i) તે શુદ્ધ ઘન સફેદ પાઉડર છે જેનું ગલનબિંદુ 2870 K છે.

(ii) ઑક્સિહાઇડ્રોજન જ્યોતમાં ગરમ કરતાં તેજસ્વી શ્વેત પ્રકાશમાન જ્યોતનું ઉત્સર્જન કરે છે.

(iii) હવામાં ખુલ્લો રાખતાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ અને ભેજ શોષે છે.

$$CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \longrightarrow CaCO_{3(s)}$$

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

સીમિત પ્રમાણમાં પાણી ઉમેરતાં કળી ચૂનાના ટુકડા તૂટે છે. આ ક્રિયાને ચૂનાનું ફૂટવું (Slaking of lime) કહે છે.

(iv) કળી ચૂનો કોસ્ટિક સોડા સાથેના મિશ્રણથી સોડાલાઈમ આપે છે.

(v) તે બેઝિક ઑક્સાઇડ હોવાથી ઊંચા તાપમાને ઍસિડિક ઑક્સાઇડ સાથે સંયોજાય છે.

$$CaO_{(s)} + SiO_{2(s)} \longrightarrow CaSiO_{3(s)}$$

$$6\,CaO_{(s)} + P_4O_{10(s)} \longrightarrow 2Ca_3(PO_4)_{2(s)}$$

(vi) કાર્બન સાથે 2273 K તાપમાને કેલ્શિયમ કાર્બાઇડ બનાવે છે

$$CaO_{(s)} + 3C_{(s)} \xrightarrow{2273K} CaC_{2(s)} + CO_{(g)}$$

ઉપયોગો : કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડનો ઉપયોગ (i) ફોડેલો ચૂનો બનાવવામાં (ii) બ્લીચિંગ પાઉડર, રંગકો અને ડિસ્ટેમ્પર બનાવવામાં (iii) કેલ્શિયમ કાર્બાઇડ, સિમેન્ટ, કાચ, મોર્ટાર વગેરે બનાવવામાં (iv) ખાંડના શુદ્ધીકરણમાં, કોલવાયુના શુદ્ધીકરણમાં અને કઠિન પાણીને નરમ બનાવવામાં (v) વિદ્યુત ભઠ્ઠીઓની અંદરની સપાટી પરના આવરણમાં તથા (vi) પ્રયોગશાળામાં એમોનિયા વાયુની બનાવટમાં થાય છે.

(2) કેલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ (ફોડેલો ચૂનો, સ્લેકેડ લાઈમ) (Slaked Lime) ($Ca(OH)_2$) બનાવટ : કળીચૂનાના ગાંગડામાં પાણી નાખતા સખત ગરમી ઉત્પન્ન થાય છે અને ગાંગડા તૂટીને પાઉડર થઈ દ્રાવણ બનવા માંડે છે જેમાં, કેલ્શિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ હોય છે.

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + \text{ ઉષ્મા}$$

ગુણધર્મો :

(i) કેલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ સફેદ પાઉડર રૂપ ઘન પદાર્થ છે.

(ii) તે પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય છે.

(iii) તેના જલીય દ્રાવણને ચૂનાનું પાણી (લાઇમ વોટર) કહે છે, જે આલ્કલાઇન છે.

(iv) ભીંજવેલા ચૂનાનું નિલંબન (Suspension) 'મિલ્ક ઑફ લાઇમ' તરીકે ઓળખાય છે. જે આલ્કલાઇન છે.

(v) તેના જલીય દ્રાવણમાંથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ પસાર કરતાં તે દૂધિયું બને છે. કારણ કે અલ્પદ્રાવ્ય $CaCO_3$ બને છે.

$$Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

જો આ દ્રાવણમાં વધુ સમય માટે કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ પસાર કરવામાં આવે તો દ્રાવણમાંના કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટના અવક્ષેપ દ્રાવ્ય થઈ પાણીમાં દ્રાવ્ય કૅલ્શિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (કૅલ્શિયમ બાયકાર્બોનેટ) $Ca(HCO_3)_2$ નું દ્રાવણ બને છે.

$$CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightarrow Ca(HCO_3)_{2(aq)}$$

(vi) મિલ્ક ઑફ લાઇમ ક્લોરિન સાથેની પ્રક્રિયાથી હાઇપો-ક્લોરાઇડ બનાવે છે. જે બ્લીચિંગ પાઉડરનો એક ઘટક છે.

(vii) આલ્કલાઇન હોઈ ઍસિડ તથા ઍસિડિક ઑક્સાઇડ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્ષાર અને પાણી આપે છે.

$$Ca(OH)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

ઉપયોગો : (i) બાંધકામના પદાર્થોમાંના એક મોર્ટાર (mortar)ની બનાવટમાં (ii) તેના જંતુનાશક સ્વભાવ (nature) ને કારણે દીવાલો ધોળવામાં (iii) ઍસિડિક વાયુઓના શોષણમાં તથા એમોનિયમ ક્લોરાઇડમાંથી એમોનિયા મેળવવામાં (iv) કાચ અને ચર્મ ઉદ્યોગમાં, ખાંડના શુદ્ધીકરણમાં, બ્લીચિંગ પાઉડરની બનાવટમાં થાય છે. (v) તે ચેપનાશક તરીકે અને કઠિન પાણીને નરમ બનાવવામાં તથા પ્રયોગશાળામાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડની પરખ માટે વપરાય છે.

કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટ (લાઇમ સ્ટોન, ચૂનાનો પથ્થર) ($CaCO_3$)

બનાવટ : ચૂનાના પથ્થરના ખડકનું રાસાયણિક નામ કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટ છે. કુદરતમાં તેનાં જુદાં જુદાં સ્વરૂપો જેવાં કે લાઇમ સ્ટોન, ચાક, આરસપહાણ, પરવાળાં, શંખ વગેરે મળી આવે છે. તે બે પ્રકારના સ્ફટિક રૂપમાં કુદરતમાંથી મળે છે. કેલ્સાઇટ અને એરેગોનાઇટ.

તેને ભીંજવેલા ચૂનામાંથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ પસાર કરીને અથવા કૅલ્શિયમ ક્લોરાઇડના દ્રાવણમાં સોડિયમ કાર્બોનેટ ઉમેરીને પણ બનાવી શકાય છે.

$$Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)}$$

$$CaCl_{2(aq)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$$

વધુ પ્રમાણમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ પસાર કરવો ન જોઈએ; નહિ તો પાણીમાં દ્રાવ્ય કૅલ્શિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ મળશે.

ગુણધર્મો : કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટ (i) સફેદ સુંવાળો (fluffy) પાઉડર છે. (ii) તે પાણીમાં લગભગ અદ્રાવ્ય છે. (iii) તેને 1200 K તાપમાને તપાવતાં તેનું વિઘટન થઈ કૅલ્શિયમ ઑક્સાઇડ મળે છે અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{1200K} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

(iv) મંદ ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી અનુરૂપ કૅલ્શિયમ ક્ષાર તથા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ આપે છે.

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

$$CaCO_{3(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow CaSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

ઉપયોગ : (i) બાંધકામના પદાર્થોમાં આરસપહાણના સ્વરૂપમાં (ii) કળી ચૂનાના ઉત્પાદનમાં તેનો ઉપયોગ થાય છે. (iii) કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટ અને મૅગ્નેશિયમ કાર્બોનેટનું મિશ્રણ લોખંડ જેવી ધાતુના નિષ્કર્ષણમાં ફ્લક્સ (flux) તરીકે વપરાય છે. (iv) ખાસ પ્રકારે અવક્ષિપ્ત કરેલો $CaCO_3$ ઉચ્ચ ગુણવત્તાવાળા કાગળના ઉત્પાદનમાં વપરાય છે. (v) તે એન્ટાસિડ તરીકે દવામાં, ટૂથપેસ્ટમાં ઘર્ષક (abrasive) તરીકે, ચ્યુઇંગમમાં એક ઘટક તરીકે અને સૌંદર્ય-પ્રસાધનોમાં ફિલર (filler) તરીકે પણ વપરાય છે.

પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસ (Plaster or Paris) ($CaSO_4 \cdot \frac{1}{2}H_2O$) અથવા ($2CaSO_4 \cdot H_2O$) :

પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસ કૅલ્શિયમ સલ્ફેટનો અર્ધહાઇડ્રેટ (hemihydrate અથવા semihydrate) છે.

જ્યારે ચિરોડી (જિપ્સમ)ને 393 K તાપમાને ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસ મળે છે.

$$2CaSO_4.2H_2O_{(s)} \xrightarrow{393K} 2(CaSO_4).H_2O_{(s)} + 3H_2O_{(g)}$$

393 K થી ઊંચા તાપમાને સ્ફટિકજળ રહેતું નથી અને નિર્જલીય $CaSO_4$ બને છે અને 'મૃત બળેલ પ્લાસ્ટર' (Dead burnt plasrter) કહે છે. દરેક બે Ca^{2+} અને SO_4^{2-} આયનો સાથે પાણીનો એક અણુ જોડાયેલો હોય છે.

ગુણધર્મો : (i) પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસ સફેદ પાઉડર રૂપ ઘન પદાર્થ છે. (ii) તેના વજનના એક તૃતીયાંશ ભાગ જેટલા પાણી સાથે ભીજવવામાં આવે છે ત્યારે જિપ્સમના સ્ફટિકોના આંતરજોડાણથી સખત વિસ્તૃત પદાર્થ બને છે. આ તેનો પાણી સાથે જામી જવાનો ગુણધર્મ (Setting property) નોંધપાત્ર છે. તે 5 થી 15 મિનિટમાં જામી જઈ સખત ઘન પદાર્થ બનાવે છે. (iii) તેમાં મીઠું ઉમેરીને તેના સેટિંગ વેગમાં વધારો કરી શકાય છે. બોરેક્ષ અથવા ફટકડી ઉમેરીને સેટિંગ વેગ ઘટાડી પણ શકાય છે. (iv) 473 K તાપમાનથી ઊંચા તાપમાને ગરમ કરતાં નિર્જળ $CaSO_4$ બને છે અને તે સેટિંગ કરી શકતો નથી. (v) ફટકડી અને પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસનું મિશ્રણ જે સેટિંગ થતાં ઘણું સખત બને છે તેને કીન સિમેન્ટ (Keen Cement) કહે છે.

ઉપયોગો : પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસનો સૌથી વધુ ઉપયોગ (i) બાંધકામ ઉદ્યોગમાં તથા પ્લાસ્ટરમાં થાય છે. (ii) ફ્રેક્ચર થયેલાં હાડકાં અથવા સ્નાયુઓ પર દબાણ આવ્યું હોય ત્યારે પ્લાસ્ટર કરવા, દંતવિદ્યામાં દાંતનાં ચોકઠાં માટેનાં બીબાં બનાવવામાં, દાગીનાની બનાવટના કામમાં પણ બીબા તરીકે અને પૂતળાં બનાવવામાં થાય છે. (iii) પ્રયોગશાળામાં સાધનો અથવા પાત્રોને હવાચુસ્ત કરવા માટે તેનું પ્લાસ્ટર લગાડાય છે. (iv) બ્લૅકબોર્ડ પર લખવાના ચાકમાં પણ ઉપયોગ થાય છે.

સિમેન્ટ : સિમેન્ટ એક અગત્યનો બાંધકામ માટેનો પદાર્થ છે. તેની સૌપ્રથમ જાણ 1824 માં ઇંગ્લૅન્ડમાં જૉસેફ એસ્પિડિન (Joseph Aspidin) દ્વારા કરવામાં આવી હતી. તેને પોર્ટલૅન્ડ પણ કહેવામાં આવે છે. કારણ કે તે ઇંગ્લૅન્ડના ઈસલ ઑફ પોર્ટલૅન્ડ (Isle of Portland)માં પથ્થરની ખાણમાંથી મળતા કુદરતી લાઇમ સ્ટૉનના જેવું જ છે.

સિમેન્ટ એક એવી નીપજ છે જે ચૂનામાં (CaO) સમૃદ્ધ હોય તેવા પદાર્થ સાથે બીજા પદાર્થ જે સિલિકા (SiO_2) ધરાવે છે. તેની ઍલ્યુમિનિયમ, મૅગ્નેશિયમ અને આયર્ન ઑક્સાઇડ સાથેની પ્રક્રિયાથી મેળવાય છે. પોર્ટલૅન્ડ સિમેન્ટનું સરેરાશ બંધારણ CaO : 50-60 %, SiO_2 : 20-25 %, Al_2O_3 : 5-10 %, MgO : 2-3 %, Fe_2O_3 : 1-2 % અને SO_3 : 1.3 % છે.

સારી ગુણવત્તાવાળા સિમેન્ટ માટે સિલિકા (SiO_2) અને એલ્યુમિના (Al_2O_3) નો ગુણોત્તર 2.5 થી 4 વચ્ચે હોવો જોઈએ અને લાઇમ (CaO) અને કુલ ઑક્સાઇડ (સિલિકોનનો ઑક્સાઇડ (SiO_2) + ઍલ્યુમિનિયમનો ઑક્સાઇડ (Al_2O_3) + આયર્ન ઑક્સાઇડ (Fe_2O_3) નો ગુણોત્તર 2ની શક્ય હોય તેટલો નજીક હોવો જરૂરી છે.

સિમેન્ટના ઉત્પાદન માટેના કાચા માલ લાઇમ સ્ટૉન અને માટી (clay) છે. જ્યારે માટી અને ચૂનાને સખત ગરમ કરવામાં આવે ત્યારે તે પિગળે છે અને પ્રક્રિયા કરી ઊંચા તાપમાને સખત ઇંટો જેવો પદાર્થ મળે છે જેને સિમેન્ટ ક્લિન્કર (Cement Clinker) કહે છે. આ સિમેન્ટ ક્લિન્કરને વજનથી 2-3 % જેટલી ચિરોડી ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) સાથે મિશ્ર કરી રોટરી ભઠ્ઠીમાં 1773 K તાપમાને ગરમ કરવામાં આવે છે. મળેલા પદાર્થને 325 મેશ (ચાળણીનાં છિદ્રોનું માપ) ચાળણીમાંથી પસાર કર્યા બાદ 2 થી 5 % જિપ્સમ ઉમેરાય છે.

પોર્ટલૅન્ડ સિમેન્ટમાં અગત્યના સંઘટકોમાં (ingredients) ડાયકૅલ્શિયમ સિલિકેટ (Ca_2SiO_4) 26 % ટ્રાયકૅલ્શિયમ સિલિકેટ (Ca_3SiO_5) 51 % અને ટ્રાયકૅલ્શિયમ ઍલ્યુમિનેટ ($Ca_3Al_2O_6$) 11 % છે.

ગુણધર્મો : (i) પોર્ટલૅન્ડ સિમેન્ટની ગુણવત્તા :

(અ) સિલિકા મોડ્યુલ(module)

$$\eta = \frac{\%SiO_2}{\%Al_2O_3+\%Fe_2O_3} \text{ અને}$$

(બ) ઍલ્યુમિના મોડ્યુલ(module) $p = \frac{\%Al_2O_3}{\%Fe_2O_3}$ તરીકે ઓળખાય છે.

(ii) પાણીના સંપર્કમાં લાવતાં મજબૂતાઈ પકડવાનું શરૂ કરે છે અને કઠણ બને છે.

(iii) આયર્નની હાજરીને કારણે રાખોડી રંગનો દેખાય છે.

(iv) આ સિમેન્ટનાં બાંધકામો પર ઍસિડની અસર જણાય છે.

(v) દ્રાવ્ય કાર્બન ડાયૉક્સાઇડયુક્ત પાણી અને સોડિયમ અને મૅગ્નેશિયમ ક્ષારયુક્ત પાણી સિમેન્ટની મજબૂતાઈને અસર કરે છે.

સિમેન્ટનું જામી જવું (Setting of Cement) : સિમેન્ટને પાણી સાથે મિશ્ર કરવામાં આવે છે ત્યારે તે જામી જાય છે અને એક કઠણ પદાર્થ બને છે જેને સિમેન્ટનું જામી જવું (setting) કહે છે. આનું કારણ સંઘટકોના અણુઓનું જલીયકરણ અને તેમની પુનઃગોઠવણી (rearrangement) છે. ચિરોડી ઉમેરવાનું કારણ એ છે કે તે સિમેન્ટના જામી જવાના સમયને ધીમો પાડી દે છે. જેથી તે પૂરતો કઠણ બની શકે. તેની પ્રારંભિક મજબૂતાઈ એક દિવસમાં અને સંપૂર્ણ મજબૂતાઈ સાત દિવસમાં પ્રાપ્ત થાય છે. ડાયકૅલ્શિયમ અને ટ્રાયકૅલ્શિયમ સિલિકેટનો સેટિંગ સમય અનુક્રમે 28 દિવસ અને એક વર્ષ હોય છે.

ઉપયોગો : કોઈ પણ દેશ માટે લોખંડ અને સ્ટીલ પછીની રાષ્ટ્રીય જરૂરિયાતની પસંદગીની વસ્તુ સિમેન્ટ છે. તેનો ઉપયોગ (i) રસ્તાઓ, ઇમારતો, પુલો અને બંધના બાંધકામમાં એક સામગ્રી તરીકે થાય છે. (ii) લોખંડના સળિયાઓની આસપાસ પોર્ટલૅન્ડ સિમેન્ટયુક્ત કપચી વગેરેનું મિશ્રણ (કૉંક્રિટ) ભરીને તેને જામવા દેતાં અત્યંત સખત રિઇનફોર્સ્ડ કૉંક્રિટ (Reinforced concrete) બને છે જેનો ઉપયોગ ધાબાં, પુલો, બંધો વગેરેના બાંધકામમાં થાય છે.

6.20 મૅગ્નેશિયમ અને કૅલ્શિયમની જૈવિક અગત્ય (Biological Importance of Magnesium and Calcium)

એક વયસ્ક વ્યક્તિનું શરીર આશરે 25 ગ્રામ Mg અને 1200 ગ્રામ Ca તથા 5 ગ્રામ Fe અને 0.06 ગ્રામ Cu ધરાવે છે. માણસના શરીરમાં તેની રોજિંદી જરૂરિયાત 200-300 મિલિગ્રામ અંદાજવામાં આવી છે.

બધા જ ઉત્સેચકો ફૉસ્ફેટ સ્થાનાંતરમાં ATP નો ઉપયોગ કરે છે. તેમને સહઅવયવ તરીકે મૅગ્નેશિયમની જરૂરિયાત હોય છે. વૃક્ષમાં પ્રકાશના શોષણ માટેનું મુખ્ય વર્ણક (pigment) ક્લૉરોફિલ છે. જે મૅગ્નેશિયમ ધરાવે છે (તે મૅગ્નેશિયમનો સંકીર્ણ છે.) શરીરમાંના લગભગ 99 % કૅલ્શિયમ હાડકાં તથા દાંતમાં રહેલો છે.

આ ઉપરાંત તે આંતરતંતુમય પ્રસરણ જ્ઞાનતંતુ સ્નાયુનું કાર્ય, કોષપટલની એકતા (integrity) અને લોહીના ગંઠાઈ જવામાં પણ અગત્યનો ભાગ ભજવે છે. પ્લાઝમામાં 100 મિલિગ્રામ લિટર$^{-1}$ જેટલી કૅલ્શિયમની સાંદ્રતાનું નિયમન કરવામાં આવે છે. તેમાં બે હોર્મોન-કૅલ્શિટોનીન તથા પેરાથાઇરોઇડ હોર્મોન વડે તે કરવામાં આવે છે. તમે જાણો છો કે હાડકું એક નિષ્ક્રિય અને બદલાતો ન હોય તેવો પદાર્થ નથી પરંતુ સતત ઓગળતો જતો અને પુનઃનિક્ષેપન (Redeposit) પામતો પદાર્થ છે. માણસમાં તેનું પ્રમાણ 400 મિલિગ્રામ પ્રતિ દિવસ જેટલું છે. આ બધો જ કૅલ્શિયમ પ્લાઝ્માની આરપાર પસાર થાય છે.

સારાંશ

આવર્ત કોષ્ટકના s- વિભાગનાં તત્ત્વોમાં સમૂહ-1 (આલ્કલી ધાતુઓ) અને સમૂહ-2 (આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓ)નો સમાવેશ થાય છે. તેઓ આમ ઓળખાય છે કારણ કે તેના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સ્વભાવે આલ્કલાઇન છે. આલ્કલી ધાતુઓ એક s- ઇલેક્ટ્રૉન અને આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓ બે s- ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે. તેઓ ખૂબ જ વિદ્યુતધનમય ધાતુઓ છે. તે એક ધનભારવાળા (M^+) અને બે ધનભારવાળા (M^{2+}) આયનો અનુક્રમે બનાવે છે.

પરમાણ્વિય-ક્રમાંકના વધારા સાથે આલ્કલી ધાતુઓના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો નિયમિત વલણ ધરાવે છે. સમૂહમાં નીચે જતાં પરમાણ્વિય અને આયનીય કદ વધે છે અને આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે. આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓમાં પણ આ જ પ્રકારનું વલણ જોવા મળે છે.

આ સમૂહોના દરેક સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ સમૂહ-1 માં લિથિયમ અને સમૂહ-2 માં બેરિલિયમ તેમની પછીના સમૂહનાં બીજાં તત્ત્વો સાથે સામ્યતા ધરાવે છે. જેમકે Li-Mg અને Be-Al. આને વિકર્ણીય સંબંધ કહે છે. હકીકતમાં પ્રથમ તત્ત્વ તેમના સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વો કરતાં પણ અલગ પડે છે. (અનિયમિતતા દર્શાવે છે.)

આલ્કલી તત્ત્વો ચળકતી, સફેદ, પોચી અને નીચા તાપમાને પીગળતી ધાતુઓ છે. Li અને Na વિદ્યુત-વિભાજનથી મેળવવામાં આવે છે. તેઓ ખૂબ જ સક્રિય છે અને તેમનાં સંયોજનો આયનીય છે. તેમના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ પાણીમાં દ્રાવ્ય છે અને પ્રબળ આલ્કલીનું દ્રાવણ આપે છે.

સોડિયમના અગત્યનાં સંયોજનોમાં સોડિયમ કાર્બોનેટ, સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અને સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ છે. સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ કાસ્ટનર-કેલનર પ્રક્રમ દ્વારા અને સોડિયમ કાર્બોનેટ સોલ્વે એમોનિયા સોડા પ્રક્રમ દ્વારા ઉત્પાદિત કરવામાં આવે છે. આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓનું રસાયણવિજ્ઞાન લગભગ આલ્કલી ધાતુઓના રસાયણવિજ્ઞાન જેવું જ છે. તેમ છતાં કેટલાક તફાવતો ઉદ્ભવે છે. કારણ કે આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓમાં પરમાણ્વિય અને આયનીય કદ ઘટે છે અને ધનાયનનો ભાર વધે છે. તેમના ઑક્સાઇડ હાઇડ્રૉક્સાઇડ કરતાં ઓછા બેઝિક છે.

ઔદ્યોગિક દૃષ્ટિએ કેલ્શિયમના અગત્યનાં સંયોજનોમાં કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ, કેલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ, પ્લાસ્ટર ઑફ પૅરિસ, કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ અને પોર્ટલૅન્ડ સિમેન્ટ છે. સિમેન્ટનું ઉત્પાદન લાઇમ સ્ટોન અને માટીના મિશ્રણને દળીને રોટરી ભઠ્ઠીમાં ગરમ કરવાથી થઈ શકે છે. આ રીતે મેળવેલા ક્લિન્કરને ચિરોડી (2-3 %) સાથે મિશ્ર કરવામાં આવે છે, જે સિમેન્ટનો ઝીણો પાઉડર આપે છે. આ બધા જ પદાર્થોના અનેક ઉપયોગો છે.

એક સંયોજક સોડિયમ અને પોટૅશિયમ તથા દ્વિસંયોજક મૅગ્નેશિયમ અને કેલ્શિયમ આયનો જૈવિક દ્રવ્યની અંદર મોટા પ્રમાણમાં જણાયા છે. આ આયનો આયન સંતુલનની જાળવણી અને જ્ઞાનતંતુ વલણ (impulse) વહન જેવાં અગત્યનાં જૈવિક કાર્યો કરે છે, જેને સોડિયમ-પોટૅશિયમ પંપ કહે છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) સોડિયમ ધાતુને રાખવામાં આવે છે.

(A) પાણીમાં (B) કેરોસીનમાં

(C) આલ્કોહૉલમાં (D) હવામાં ખુલ્લી

(2) ધોવાના સોડા (વૉશિંગ સૉડા)નું સૂત્ર છે.

(A) $Na_2CO_3.10H_2O$ (B) $Na_2CO_3.H_2O$

(C) Na_2CO_3 (D) $NaHCO_3$

(3) ખાવાના સોડા (બેકિંગ પાઉડર)નું સૂત્ર છે.

(A) Na_2CO_3 (B) $NaHCO_3$

(C) NaOH (D) NaCl

(4) નીચેનામાંથી કયાં તત્ત્વોની જોડ વિકર્ણીય સંબંધ ધરાવે છે ?

(A) Li અને Mg (B) Li અને Al

(C) Na અને Mg (D) Cs અને Ba

(5) આલ્કલી ધાતુઓ નીચેનામાંથી કયા દ્રાવકમાં રંગીન દ્રાવણ આપે છે ?

(A) પાણી (B) આલ્કોહૉલ

(C) એસિટોન (D) પ્રવાહી એમોનિયા

(6) આલ્કલી ધાતુઓ નીચેના શેમાંથી મેળવી શકાય છે.

(A) જલીય દ્રાવણોમાંથી (B) એમોનિયામય દ્રાવણોમાંથી

(C) પિગલિત ક્ષારોમાંથી (D) કુદરતમાંથી

(7) નીચેની આલ્કલી ધાતુઓમાંથી કઈ ધાતુનું ગલનબિંદુ સૌથી નીચું છે ?

(A) Na (B) K

(C) Rb (D) Cs

(8) નીચેની આલ્કલી ધાતુઓમાંથી કઈ ધાતુ જલીય ક્ષાર આપે છે ?

(A) Li (B) Na

(C) K (D) Cs

(9) આલ્કલાઇન અર્થધાતુના કાર્બોનેટમાંથી કયું ઉષ્મીય રીતે સૌથી વધારે સ્થાયી છે ?

(A) $MgCO_3$ (B) $CaCO_3$

(C) $SrCO_3$ (D) $BaCO_3$

(10) નીચેનામાંથી કઈ આલ્કલી ધાતુ સડક પરની સ્ટ્રીટ લાઇટમાં વપરાય છે ?

(A) Li (B) K

(C) Na (D) Cs

(11) નીચેનામાંથી કયું તત્ત્વ જ્યોત કસોટીમાં આછો લીલો રંગ આપે છે ?

(A) K (B) Rb

(C) Ca (D) Ba

(12) કઈ ધાતુ ફોટોઇલેક્ટ્રિક સેલમાં વપરાય છે ?

(A) Na (B) K

(C) Rb (D) Cs

(13) સોલ્વે એમોનિયા સોડા પદ્ધતિથી કયો ક્ષાર મેળવી શકાતો નથી ?

(A) Na_2CO_3 (B) $NaHCO_3$

(C) $KHCO_3$ (D) NH_4HCO_3

(14) માણસના શરીરમાં જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયામાં કયો પંપ અગત્યનો છે ?

(A) Ca-Mg (B) Na-K

(C) Fe-Cu (D) Ca-Fe

(15) Na_2CO_3 અને $NaHCO_3$ માં વધારે બેઝિક ક્ષાર કયો છે ?

(A) Na_2CO_3 (B) $NaHCO_3$

(C) બંને (D) બેમાંથી એક પણ નહિ.

2. નીચેની પ્રક્રિયાઓનાં સમતુલિત રાસાયણિક સમીકરણ લખો :

(1) સોડિયમ ધાતુ અને પ્રવાહી એમોનિયા

(2) કૅલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અને એમોનિયમ ક્લોરાઇડ

(3) સોડિયમ પેરૉક્સાઇડ અને પાણી

(4) બેરિલિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અને સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ

(5) લિથિયમ નાઇટ્રાઇડ અને પાણી

(6) કૅલ્શિયમ ઑક્સાઇડને ઊંચા તાપમાને ફૉસ્ફરસ પેન્ટૉક્સાઇડ સાથે ગરમ કરતાં

(7) કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટના દ્રાવણમાં વધુ કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ પસાર કરતાં

(8) કૅલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડમાંથી ક્લોરિન વાયુ પસાર કરતાં

(9) ઍલ્યુમિનિયમ ઑક્સાઇડની સાંદ્ર NaOH સાથેની પ્રક્રિયા

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) પ્રથમ સમૂહના Li અને બીજા સમૂહના Mg વચ્ચેનો વિકર્ણ સંબંધ સમજાવો.

(2) Be તેના સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વો કરતાં કઈ રીતે અલગ પડે છે ?

(3) સોડિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ મેળવવાની કાસ્ટનર-કેલનર પદ્ધતિ વર્ણવો.

(4) સોડિયમ કાર્બોનેટ મેળવવાની સોલ્વે એમોનિયા સોડા પદ્ધતિ (પ્રક્રમ) વર્ણવો.

(5) સિમેન્ટની બનાવટ અને ઉપયોગો લખો.

(6) Na^+ અને K^+ આયનોની જૈવિક અગત્ય વર્ણવો.

(7) Mg^{2+} અને Ca^{2+} આયનોની જૈવિક અગત્ય વર્ણવો.

(8) આલ્કલાઇન અર્ધ ધાતુઓના ઑક્સો ક્ષારોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા અને સ્થાયીતા વર્ણવો.

4. નીચેના માટે વૈજ્ઞાનિક કારણ આપો :

(1) સોડિયમ જ્યોત કસોટીમાં પીળો રંગ આપે છે.

(2) સોલ્વે પદ્ધતિથી પોટૅશિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ મેળવી શકાતો નથી.

(3) આલ્કલી અને આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુઓ મુક્ત સ્વરૂપે કુદરતમાં મળી આવતી નથી.

(4) ઑક્સાઇડ, ડાયૉક્સાઇડ અને સુપર ઑક્સાઇડમાં રહેલા ઑક્સિજનના ઑક્સિડેશન આંકની ચર્ચા કરો.

(5) સોડિયમ, પોટૅશિયમ કરતાં વધુ ઉપયોગી જણાયું છે.

કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનના પાયાના સિદ્ધાંતો

7.1 પ્રસ્તાવના

7.2 કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા

7.3 સંકરણ અને સંકૃત કક્ષકો

7.4 કાર્બન પરમાણુમાં સંકરણ અને કાર્બનિક અણુના આકાર

7.4.1 sp^3 સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને σ - બંધ

7.4.1.1 મિથેન અણુનો આકાર

7.4.1.2 ઇથેન અણુનો આકાર

7.4.2 sp^2 સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને π– બંધ

7.4.2.1 ઇથિન અણુનો આકાર

7.4.3 sp સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને π બંધ

7.4.3.1 ઇથાઇન અણુનો આકાર

7.5 ક્રિયાશીલ સમૂહો

7.6 સમાનધર્મીશ્રેણી

7.6.1 સમાનધર્મીશ્રેણીની લાક્ષણિકતાઓ

7.7 સમઘટકતા

7.8. કાર્બનિક સંયોજનોનું નામકરણ

7.9 કાર્બનિક સંયોજનોનાં પ્રચલિત નામો અને IUPAC નામકરણ

7.10 સહસંયોજક બંધમાં ઇલેક્ટ્રૉનીય સ્થાનાંતર(વિસ્થાપન)

7.10.1 પ્રેરક અસર

7.10.2 ઇલેક્ટ્રૉમેરિક અસર

7.10.3 સંસ્પદન અથવા મેસોમેરિક અસર

7.10.4 હાઇપરકોન્જ્યુગેશન

7.11 સહસંયોજકબંધનું વિભાજન

7.12 ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી, કેન્દ્ર અનુરાગી, કાર્બોકેટાયન અથવા કાર્બોનિયમ આયન, કાર્બનાયન

7.13 કાર્બનિક પ્રક્રિયાઓના મુખ્ય પ્રકાર

7.1 પ્રસ્તાવના

પ્રાચીન સમયથી કુદરતી અસ્તિત્વ ધરાવતા પદાર્થોમાં ખનીજ, વનસ્પતિ અને પ્રાણીઓ દ્વારા મળતા પદાર્થોનો ફાળો મહત્ત્વનો છે. ખનીજમાંથી મળતા પદાર્થો એટલે કે નિર્જીવ સ્રોતમાંથી મળતા પદાર્થને અકાર્બનિક પદાર્થો કહે છે. વનસ્પતિ અને પ્રાણીમાંથી મળતા પદાર્થો એટલે કે સજીવ સ્રોતમાંથી મળતા પદાર્થોને કાર્બનિક પદાર્થો કહે છે. પૃથ્વી પર જીવન ટકાવી રાખવા માટે કાર્બનિક અણુઓ અતિ આવશ્યક છે. પ્રાચીન સમયમાં એમ માનવામાં આવતું હતું કે, સજીવમાં રહેલું કંઈક મહત્ત્વનું બળ જે કાર્બનિક પદાર્થોની બનાવટ માટે જરૂરી છે. પરંતુ 1828માં જર્મન વૈજ્ઞાનિક ફ્રિડરિચ વોહલરે(Friedrich Wohler) સૌપ્રથમ કાર્બનિક પદાર્થ યુરિયાને અકાર્બનિક પદાર્થ એમોનિયમ સાયનેટમાંથી બનાવ્યો અને તેથી પ્રાચીન માન્યતાનો અંત આવ્યો અને હવે 95 % કાર્બનિક સંયોજનો માનવ દ્વારા સંશ્લેષિત (બનાવવામાં આવેલા છે) થયેલા છે.

કાર્બનિક સંયોજનોમાં પાયાનો ઘટક કાર્બન છે. કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનમાં પાયાના કાર્બનિક સંયોજનો હાઇડ્રોકાર્બન છે. કાર્બન અને હાઇડ્રોજનનું બનેલું સંયોજન હાઇડ્રોકાર્બન કહેવાય છે. હાઇડ્રોકાર્બનમાંના એક કે વધુ હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન નાઇટ્રોજન, ઑક્સિજન, સલ્ફર અને હેલોજન તત્ત્વો કે ક્રિયાશીલ સમૂહ વડે કરતા અનેક કાર્બનિક સંયોજનો મળે છે. આમ, કાર્બનિક સંયોજનો કાર્બન હાઇડ્રોજન ઉપરાંત નાઇટ્રોજન, ઑક્સિજન, સલ્ફર અને હેલોજન જેવાં અન્ય તત્ત્વો પણ ધરાવે છે. તેથી કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાન ખરેખર તો હાઇડ્રોકાર્બન અને તેમાંના હાઇડ્રોજનના વિસ્થાપનથી મળતાં અનેક પ્રકારનાં કાર્બનિક સંયોજનોનું બનેલું છે.

7.2 કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા (Tetravalency of Carbon)

કાર્બનિક પદાર્થોના અપેક્ષિત ગુણધર્મો જાણવા અને સમજવા માટે તેના અણુના બંધારણની મૂળભૂત માહિતી અને તેનું જ્ઞાન મદદરૂપ થાય છે. તેથી તે સમજવા માટે કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા સમજવી જરૂરી છે. કાર્બન પરમાણુનો પરમાણ્વિય ક્રમાંક 6 છે. આથી તેમાં ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા 6

હોવાથી કાર્બનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ છે. અહીં કાર્બનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં તેની બાહ્યતમ કક્ષામાં ચાર ઇલેક્ટ્રૉન છે. હવે કાર્બનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના જો નિષ્ક્રિય વાયુ જેવી પ્રાપ્ત કરવી હોય તો કાર્બન પરમાણુએ ચાર ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવવા પડે અથવા ચાર ઇલેક્ટ્રૉન મેળવવા પડે. આમ કરવા માટે તેને વધુ ઊર્જાની (આયનીકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_i H$ અથવા ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી $\Delta_{eg} H$) જરૂર પડતી હોવાથી તે C^{4+} અને C^{4-} આયન બનાવતો નથી. પરંતુ સામાન્ય રીતે કેટલાંક તત્ત્વો સાથે ચાર ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી ચાર સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમ સામાન્ય રીતે કાર્બન પરમાણુનો ચાર સહસંયોજક બંધ રચવાના ગુણધર્મને કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા કહે છે.

કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા સમજવા માટે કાર્બન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં 2s કક્ષકમાં રહેલા બે ઇલેક્ટ્રૉનમાંથી એક ઇલેક્ટ્રૉન ઉત્તેજિત થઈને તેની $2p_z$ જે ખાલી કક્ષક છે તેમાં દાખલ થાય છે. આમ થતાં કાર્બનની પ્રાપ્ત થતી ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ થશે. તેને ઉત્તેજિત અવસ્થાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના કહે છે.

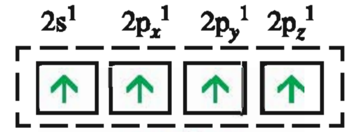
ઉત્તેજિત અવસ્થાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં કાર્બન પરમાણુની બાહ્ય કક્ષામાં ગોઠવાયેલા ચાર ઇલેક્ટ્રૉન અયુગ્મિત છે અને આ ચાર ઇલેક્ટ્રૉન s અને p પ્રકારની જુદી જુદી કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા છે. જો હવે આ ચાર ઇલેક્ટ્રૉન સહસંયોજક બંધ બનાવે તો બનતા ચાર સહસંયોજક બંધને સમાન ગણી શકાય નહિ કારણ કે તે જુદી જુદી પ્રકારની કક્ષકો દ્વારા બન્યા છે. પરંતુ પ્રયોગ દ્વારા સાબિત થયું છે કે, મિથેન કે કાર્બન ટેટ્રાક્લોરાઇડ જેવા અણુઓના કાર્બન સાથેના ચાર બંધ સમાન છે. ચાર બંધની સમાનતાનો ગુણધર્મ ચાર અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન યુક્ત કક્ષકોના સંકરણ દ્વારા સમજાવી શકાય છે.

7.3 સંકરણ અને સંકૃત કક્ષકો (Hybridisation and Hybrid Orbitals)

જ્યારે એક જ પરમાણુની જુદી જુદી કક્ષકોના ઊર્જાસ્તરનો તફાવત ખૂબ ઓછો હોય ત્યારે તેવી બે કે તેથી વધુ જુદી જુદી કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈ તેમાંથી સમાન આકાર અને સમાન ઊર્જા ધરાવતી તેટલી જ સંખ્યાની કક્ષકો ઉત્પન્ન થવાની ક્રિયાને સંકરણ અને આ ક્રિયાથી ઉદ્‌ભવતી કક્ષકોને સંકૃત કક્ષકો કહે છે.

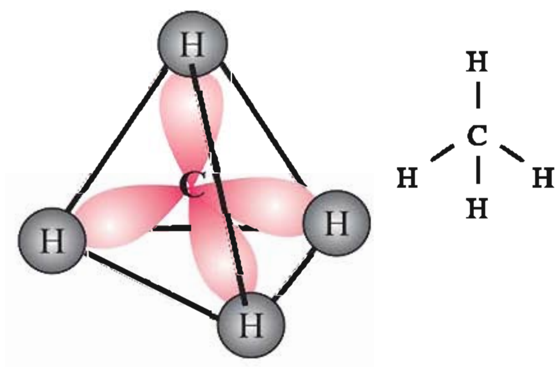
7.4 કાર્બન પરમાણુમાં સંકરણ અને કાર્બનિક અણુઓના આકારો (Hybridisation in Carbon Atom and Shapes of Organic Molecules)

7.4.1 sp^3 સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને σ બંધ (Shape of sp^3 hybrid orbitals and σ bond) : આલ્કેન શ્રેણીનાં સંયોજનોમાં C - C એકબંધ હોવાથી તેમાં થતું sp^3 સંકરણ નીચે મુજબ સમજાવી શકાય છે. કાર્બન પરમાણુની ઉત્તેજિત અવસ્થામાં તેની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાંથી અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતી 2s પ્રકારની એક કક્ષક અને 2p પ્રકારની ત્રણ કક્ષકો એમ કુલ ચાર કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈ સમાન આકાર અને ઊર્જા ધરાવતી ચાર સંકૃત કક્ષકો મળે છે. તેને sp^3 સંકરણ કહે છે.

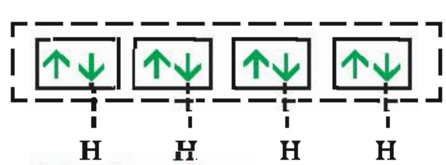


આ ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકોમાં રહેલા અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા સમાન હોય છે. આ ચાર કક્ષકો સમચતુષ્ફલકીય આકારમાં ગોઠવાયેલી હોય છે તેનો બંધકોણ $109^0\ 28'$ છે.

7.4.1.1 મિથેન અણુનો આકાર (Shape of Methane molecule) : મિથેન (CH_4) અણુમાં કાર્બન પરમાણુના sp^3 સંકરણથી ઉદ્‌ભવતી અને અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતી ચાર સમાન કક્ષકો સમચતુષ્ફલકીય આકારમાં ગોઠવાય છે. અહી કોઈ પણ બે નજીકની સંકૃત કક્ષકો વચ્ચેનો કોણ $109^0 28'$ છે. હવે જ્યારે કાર્બન પરમાણુની sp^3 સંકરણથી ઉદ્‌ભવતી પ્રત્યેક ચાર સંકૃત કક્ષકો સાથે હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s પ્રકારની કક્ષક અયુગ્મિત અને વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતી ઇલેક્ટ્રૉનયુક્ત કક્ષકનું સંમિશ્રણ થાય છે. ત્યારે સમાન ઊર્જા ધરાવતા ચાર સહસંયોજક બંધ બને છે. આ રીતે વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતી બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનયુક્ત કક્ષકોના ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી બંધ ધરી પર બનતા બંધને σ-બંધ કહે છે. આમ, મિથેન અણુનો આકાર સમચતુષ્ફલકીય છે અને તેમાં ચાર સમાન ઊર્જા ધરાવતા C-H σ - બંધ છે. આ C-H બંધની બંધલંબાઈ સમાન (112 pm) છે અને તેમાં H - C - H બંધકોણ $109^0\ 28'$ છે.

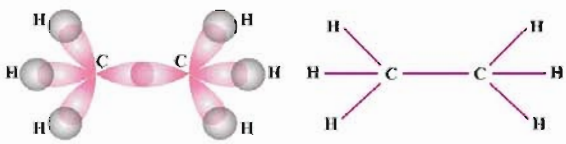


મિથેન



મિથેનમાં sp^3 સંકરણ

7.4.1.2 ઈથેન અણુનો આકાર (Shape of ethane molecule) : ઈથેનનું અણુસૂત્ર C_2H_6 અને અણુબંધારણ $CH_3 - CH_3$ છે. તેમાં રહેલા બંને કાર્બન પરમાણુમાં sp^3 સંકરણથી ઉદ્ભવતી sp^3 સંકૃત કક્ષકોમાંથી એક-એક સંકૃત કક્ષક એકબીજા સાથે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે બંધ ધરી પર σ બંધ બનાવે છે. હવે બંને કાર્બન પરમાણુના sp^3 સંકરણથી ઉદ્ભવેલી બાકીની ત્રણ-ત્રણ અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનયુક્ત સંકૃત કક્ષકો સાથે ત્રણ-ત્રણ હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1 s પ્રકારની અયુગ્મિત અને વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતી કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈને સમાન ઊર્જા ધરાવતા કુલ છ C-H σ- બંધ બને છે. ઈથેન અણુમાં C - C અને C-H બંધ લંબાઈ અનુક્રમે 154 pm અને 112 pm છે. બંધકોણ 109^0 28' છે.

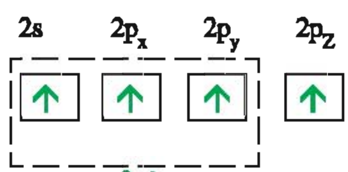


ઈથેન અણુનો આકાર

7.4.2 sp^2 સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને π બંધ (Shape of sp^2 hybrid orbitals and π bond) :

આલ્કીન શ્રેણીનાં સંયોજનોમાં કાર્બન-કાર્બન દ્વિબંધ C = C હોવાથી તેમાં થતું sp^2 સંકરણ નીચે મુજબ સમજાવી શકાય છે :

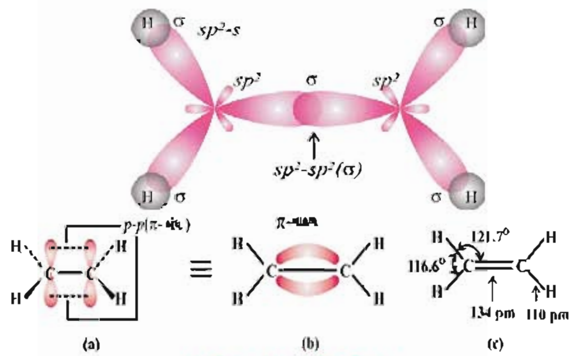
કાર્બન પરમાણુની ઉત્તેજિત અવસ્થામાં તેની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનામાંથી અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી 2s પ્રકારની એક કક્ષક અને 2p પ્રકારની બે કક્ષકો એમ કુલ ત્રણ કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈ સમાન આકાર અને ઊર્જા ધરાવતી ત્રણ અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનયુક્ત કક્ષકો મળે છે તેને sp^2 સંકરણ કહે છે અને કક્ષકોને sp^2 સંકૃત કક્ષકો કહે છે. આ ત્રણ sp^2 સંકૃત કક્ષકોમાં રહેલા અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા સમાન હોય છે. અહીં કાર્બન પરમાણુની એક $2p_z$ પ્રકારની કક્ષક જે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે અને sp^2 સંકરણમાં ભાગ લીધા વિનાની બાકી રહે છે અને તેમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા અને sp^2 સંકૃત કક્ષકોના અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જાનાં મૂલ્ય સમાન હોતાં નથી.



sp^2 સંકરણથી ઉદ્ભવતી ત્રણ કક્ષકો સમતલીય ત્રિકોણ આકારમાં ગોઠવાય છે. અહીં કોઈ પણ બે નજીકની કક્ષકો વચ્ચેનો બંધકોણ 120^0 હોય છે.

7.4.2.1 ઈથિન અણુનો આકાર (Shape of ethene molecule) : ઈથિનનું અણુસૂત્ર C_2H_4 અને અણુબંધારણ $CH_2 = CH_2$ છે. તેમાં રહેલા બંને કાર્બન પરમાણુમાં sp^2 સંકરણથી ઉદ્ભવતી બંને કાર્બનની એક-એક સંકૃત કક્ષક એકબીજા સાથે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે બંધ ધરી પર σ-બંધ બનાવે છે. હવે બંને કાર્બન પરમાણુની sp^2 સંકરણથી ઉદ્ભવેલી બાકીની બે-બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી સંકૃત કક્ષકો સાથે બે-બે હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s પ્રકારની અયુગ્મિત અને વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતી કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈને સમાન ઊર્જા ધરાવતા કુલ ચાર C-H σ - બંધ બને છે અને આ ચાર C-H બંધની બંધ લંબાઈ 110 pm સમાન હોય છે.

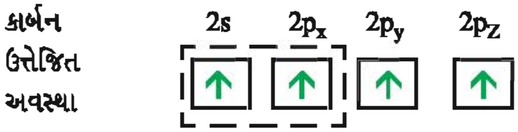
આ ઉપરાંત બંને કાર્બન પરમાણુ પાસે સંકરણમાં ભાગ લીધા વિનાની એક-એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી $2p_z$ કક્ષક છે. આ કક્ષકોના અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનનું વિરુદ્ધ ભ્રમણ થતાં ભાગીદારીથી π-બંધ બનાવે છે. આમ ઈથિનમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે એક σ અને બીજો π-બંધ એમ દ્વિ-બંધ રચાય છે. ઈથિન અણુની C = C બંધ લંબાઈ 134 pm છે જે ઈથેન અણુના C-C લંબાઈ કરતાં ટૂંકી હોય છે. ઈથિન અણુનો આકાર ત્રિકોણિય સમતલીય છે અને H-C-H બંધકોણ 116.6^0 અને C-C-H બંધકોણ 121.7^0 છે.



(ઈથિનમાં બંધ નિર્માણ)

7.4.3 sp સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને π બંધ (Shape of sp hybrid orbitals and π bond) : આલ્કાઈન શ્રેણીનાં સંયોજનોમાં કાર્બન-કાર્બન ત્રિબંધ C≡C હોવાથી તેમાં થતું sp સંકરણ નીચે મુજબ સમજાવી શકાય છે. કાર્બન પરમાણુની ઉત્તેજિત અવસ્થામાં તેની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોન રચનામાંથી અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી 2s પ્રકારની એક કક્ષક અને 2p પ્રકારની એક કક્ષક એમ કુલ બે કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈ સમાન આકાર અને સમાન ઊર્જા ધરાવતી બે કક્ષકો મળે છે. તેને sp સંકરણ કહે છે અને કક્ષકોને sp સંકૃત કક્ષકો કહે છે. આ બે sp સંકૃત કક્ષકોમાં રહેલા અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા સમાન હોય છે. અહીં કાર્બન પરમાણુની એક $2p_y$ અને બીજી $2p_z$ પ્રકારની કક્ષકો જે અયુગ્મિત

ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે તેણે sp સંકરણમાં ભાગ લીધો નથી અને તેમાં રહેલા અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા sp સંકૃત કક્ષકોના અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉનની ઊર્જા સમાન હોતી નથી.



sp સંકરણ

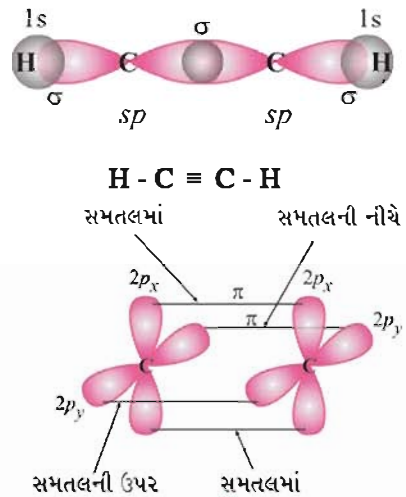
sp સંકરણથી ઉદ્ભવતી બે સંકૃત કક્ષકો સીધી રેખામાં ગોઠવાય છે અને તેની વચ્ચેનો બંધકોણ 180^0 હોય છે.

7.4.3.1 ઈથાઇન અણુનો આકાર (Shape of Ethyne Molecule) :

ઈથાઇનનું અણુસૂત્ર C_2H_2 અને અણુબંધારણ HC≡CH છે. તેમાં રહેલા બંને કાર્બન પરમાણુમાં સંકરણથી ઉદ્ભવતા બંને કાર્બનની એક-એક સંકૃત કક્ષક એકબીજા સાથે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે બંધ ધરી પર σ-બંધ બનાવે છે. હવે બંને કાર્બન પરમાણુની બાકીની એક-એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતી સંકૃત કક્ષક સાથે એક-એક હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s પ્રકારની અયુગ્મિત અને વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતી ઇલેક્ટ્રૉનયુક્ત કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થઈને સમાનશક્તિ ધરાવતા કુલ બે C-H σ - બંધ બને છે અને આ બંને બંધની બંધ લંબાઈ સમાન હોય છે.

આ ઉપરાંત બંને કાર્બન પરમાણુ પાસે સંકરણમાં ભાગ લીધા વિનાની એક-એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતી $2p_y$ અને એક-એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતી $2p_z$ કક્ષકો છે. આ કક્ષકોનું વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતા અયુગ્મિત ઈલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારથી બે π-બંધ બને છે. આમ ઇથાઇન અણુમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે ત્રિબંધમાંથી એક σ અને બે π-બંધ છે.

ઈથાઇન અણુમાં કાર્બન-કાર્બન બંધ લંબાઈ 120 pm છે, જે C=C કરતાં ટૂંકી છે. ઈથાઇન અણુનો આકાર રેખીય છે અને બંધકોણ 180^0 છે.



ઈથાઇન અણુનો આકાર

7.5 ક્રિયાશીલ સમૂહો (Functional Groups)

કાર્બનિક સંયોજનોની લાક્ષણિક પ્રક્રિયાઓ જે પરમાણુ કે પરમાણુઓના સમૂહ દ્વારા નક્કી થાય છે. તે પરમાણુ કે પરમાણુઓના સમૂહને ક્રિયાશીલ સમૂહ કહે છે. આલ્કેન હાઇડ્રોકાર્બન તેની સંતૃપ્તતાને કારણે લાક્ષણિક પ્રક્રિયા થવા માટે ક્રિયાશીલ સમૂહ ધરાવતો નથી. સમાન ક્રિયાશીલ સમૂહ ધરાવતા જુદાં જુદાં કાર્બનિક સંયોજનોની રાસાયણિક પ્રક્રિયા સમાન હોય છે. જેના કારણે રાસાયણિક પ્રક્રિયા થતી હોય છે; એવા કેટલાક ક્રિયાશીલ સમૂહને કોષ્ટક 7.1 માં આપવામાં આવ્યા છે.

કોષ્ટક 7.1 ક્રિયાશીલ સમૂહોનું વર્ગીકરણ

સંયોજનનો પ્રકાર	ક્રિયાશીલ સમૂહ	નામકરણ માટે જોડાતો પૂર્વગ/પ્રત્યય	બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
આલ્કેન	R-H	-/ એન	CH_3-CH_3 CH_3-CH_2-CH_3 CH_3-CH_2-CH_2-CH_3	ઇથેન પ્રોપેન બ્યુટેન
આલ્કીન	>C=C<	-/ ઈન	CH_2=CH_2 CH_3CH=CH_2 CH_3CH_2CH=CH_2 CH_3CH=CH-CH_3	ઇથિન પ્રોપિન બ્યુટ્-1-ઇન બ્યુટ્-2-ઇન
આલ્કાઇન	-C≡C-	-/ આઇન	HC≡CH CH_3-C≡CH CH_3CH_2C≡CH CH_3C ≡ C CH_3	ઇથાઇન પ્રોપાઇન બ્યુટ્ -1- આઇન બ્યુટ્ -2- આઇન

હેલાઇડ	-X (-F, -Cl,-Br, -I)	હેલો/-	$CH_3CH_2CH_2Cl$ $CH_3CH(Cl)CH_3$ $CH_3CH(Cl)CH_2CH_2CH_3$	1-ક્લોરો પ્રોપેન 2-ક્લોરો પ્રોપેન 2-ક્લોરો પેન્ટેન
આલ્કોહૉલ	-OH	-/ ઓલ	CH_3OH CH_3CH_2OH $CH_3CH_2CH_2OH$ $CH_3CH(OH)CH_3$	મિથેનોલ ઇથેનોલ પ્રોપેન્-1-ઓલ પ્રોપેન્-2-ઓલ
ઇથર	-O-	આલ્કોક્સિ-/	CH_3-O-CH_3 CH_3-O-CH_2CH_3 CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3	મિથોક્સી મિથેન મિથોક્સી ઇથેન ઇથોક્સિ ઇથેન
આલ્ડીહાઇડ	-CHO	-/ આલ	HCHO CH_3CHO CH_3CH_2CHO	મિથેનાલ ઇથેનાલ પ્રોપેનાલ
કિટોન	-CO-	-/ ઓન	CH_3COCH_3 $CH_3COCH_2CH_3$ $CH_3CH_2COCH_2CH_3$	પ્રોપેનોન બ્યુટેન્-2-ઓન પેન્ટેન્-3-ઓન
કાર્બોક્સિલિક ઍસિડ	-COOH	-/ ઓઇક ઍસિડ	HCOOH CH_3COOH CH_3CH_2COOH	મિથેનોઇક ઍસિડ ઇથેનોઇક ઍસિડ પ્રોપેનોઇક ઍસિડ
એસ્ટર	-COOR	-/ ઓએટ	$HCOOCH_3$ CH_3COOCH_3 $CH_3COOCH_2CH_3$	મિથાઇલ મિથેનોએટ મિથાઇલ ઇથેનોએટ ઇથાઇલ ઇથેનોએટ
એમાઇડ	$-CONH_2$	-/ એમાઇડ	CH_3CONH_2 $CH_3CH_2CONH_2$	ઇથેનેમાઇડ પ્રોપેનેમાઇડ
એમાઇન	$-NH_2$	(1^0)-/ એમાઇન (પ્રાથમિક)	CH_3NH_2 $CH_3CH_2NH_2$ $CH_3CH_2CH_2NH_2$ $CH_3CH(NH_2)CH_3$	મિથેનેમાઇન ઇથેનેમાઇન પ્રોપેન્ -1 -એમાઇન પ્રોપેન્-2-એમાઇન
	-NH-	(2^0)-/ એમાઇન (દ્વિતીયક)	CH_3NHCH_3 $CH_3CH_2NHCH_3$	N-મિથાઇલ મિથેનેમાઇન N-મિથાઇલ ઇથેનેમાઇન
	-N(-)-	(3^0)-/ એમાઇન (તૃતીયક)	$CH_3N(CH_3)CH_2CH_3$ $CH_3N(CH_3)CH_3$	N,N-ડાયમિથાઇલ ઇથેનેમાઇન N,N-ડાયમિથાઇલ મિથેનેમાઇન

નાઇટ્રો	$-NO_2$	નાઇટ્રો/-	$CH_3CH_2NO_2$ $CH_3CH_2CH_2NO_2$ $CH_3CH(NO_2)CH_3$	નાઇટ્રોઇથેન 1-નાઇટ્રોપ્રોપેન 2-નાઇટ્રોપ્રોપેન
સાઇનાઇડ અથવા નાઇટ્રાઇલ	$-C \equiv N$	-/ નાઇટ્રાઇલ	CH_3CN CH_3CH_2CN $CH_3CH_2CH_2CN$	ઇથેન નાઇટ્રાઇલ પ્રોપેન નાઇટ્રાઇલ બ્યુટેન નાઇટ્રાઇલ

7.6 સમાનધર્મી શ્રેણી (Homologous Series)

સમાન ક્રિયાશીલ સમૂહ ધરાવતા જે કાર્બનિક સંયોજનોની શ્રેણીનો દરેક સભ્ય તેના પહેલાંના કે પછીના ક્રમિક સભ્યથી કાર્બન અને હાઇડ્રોજન પરમાણુઓની ચોક્કસ સંખ્યામાં (CH_2) તફાવત ધરાવતો હોય તો તે કાર્બનિક સંયોજનોની શ્રેણીને સમાનધર્મી શ્રેણી કહે છે. લગભગ દરેક પ્રકારનાં કાર્બનિક સંયોજનોની સમાનધર્મી શ્રેણી હોય છે અને તેના રાસાયણિક ગુણધર્મો સમાન હોય છે. દા.ત. CH_4, C_2H_6, C_3H_8 વગેરે.....

7.6.1 સમાનધર્મી શ્રેણીની લાક્ષણિકતાઓ (Characteristics of homologous series) :

(1) સમાનધર્મી શ્રેણીના દરેક સંયોજનમાં રહેલાં તત્ત્વો અને ક્રિયાશીલ સમૂહ સમાન હોય છે.

(2) શ્રેણીના દરેક સભ્યને સામાન્ય આણ્વિયસૂત્રથી દર્શાવી શકાય છે. જેમકે આલ્કેન શ્રેણીના દરેક સભ્યને સામાન્ય સૂત્ર C_nH_{2n+2} વડે દર્શાવી શકાય છે.

(3) શ્રેણીના કોઈ પણ બે ક્રમિક સભ્યોનાં આણ્વિયસૂત્રો વચ્ચે CH_2 જેટલો તફાવત હોય છે.

(4) શ્રેણીના કોઈ પણ બે ક્રમિક સભ્યોના આણ્વિયદળમાં 14 amu જેટલો તફાવત હોય છે.

(5) શ્રેણીના દરેક સભ્યના નામકરણમાં સમાન પૂર્વગ અથવા પ્રત્યય લાગે છે.

(6) શ્રેણીના દરેક સભ્યમાં જો સમાન ક્રિયાશીલ સમૂહ હોય તો તે શ્રેણીના દરેક સભ્યની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ સમાન હોય છે અને તેની બનાવટની પદ્ધતિ સમાન હોય છે.

(7) શ્રેણીના સભ્યોમાં જેમ કાર્બન અને હાઇડ્રોજન પરમાણુની સંખ્યા વધે તેમ તેમ તેમના આણ્વિયદળ વધે છે. આથી આ સભ્યોના આણ્વિયદળ ઉપર આધારિત ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે ઉત્કલનબિંદુ, ગલનબિંદુ, ઘનતા, દ્રાવ્યતા વગેરેમાં ક્રમશઃ ફેરફાર થાય છે. આલ્કેન સંયોજનોની સમાનધર્મી શ્રેણી અને તેની લાક્ષણિકતા કોષ્ટક 7.2માં આપવામાં આવી છે.

કોષ્ટક 7.2 આલ્કેનની સમાનધર્મી શ્રેણીની લાક્ષણિકતા

આલ્કેનનું નામ	આણ્વિય સૂત્ર	આણ્વિય દળ ગ્રામમોલ$^{-1}$	ગલનબિંદુ K	ઉત્કલનબિંદુ K	સ્થિતિ
મિથેન	CH_4	16	91	109	વાયુ
ઇથેન	C_2H_6	30	87	184	વાયુ
પ્રોપેન	C_3H_8	44	83	231	વાયુ
બ્યુટેન	C_4H_{10}	58	135	272.5	વાયુ
પેન્ટેન	C_5H_{12}	72	143	309	વાયુ/પ્રવાહી

7.7 સમઘટકતા (Isomerism)

જે કાર્બનિક સંયોજનોના આણ્વિયસૂત્ર એકસમાન હોય પરંતુ તેના બંધારણ જુદાં જુદાં હોય તેમને સમઘટકો કહે છે. આ પ્રકારની ઘટનાને સમઘટકતા કહે છે. બંધારણીય તફાવતથી સમઘટકોનું વર્ગીકરણ મુખ્ય બે પ્રકાર જેવા કે બંધારણીય સમઘટકતા અને વિન્યાસ સમઘટકતામાં થાય છે.

બંધારણીય સમઘટકતા (Structural Isomerism) : ત્રણથી વધુ કાર્બન ધરાવતા આલ્કેનમાં બંધારણીય સૂત્રોના તફાવતને કારણે બંધારણીય સમઘટકતા ઉદ્ભવે છે. જે કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્રો એક સમાન હોય પરંતુ બંધારણીય સૂત્રો જુદાં હોય તેને બંધારણીય સમઘટકતા કહે છે. જેના પાંચ પ્રકાર છે : (1) શૃંખલા સમઘટકતા (2) સ્થાન સમઘટકતા (3) ક્રિયાશીલ સમૂહ સમઘટકતા (4) મેટામેરિઝમ (5) ચલરૂપકતા (ટોટોમેરિઝમ)

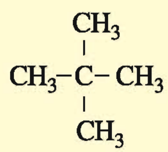
(1) શૃંખલા સમઘટકતા (Skeletal or Chain Isomerism) : કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્ર સમાન હોવા છતાં કાર્બન પરમાણુઓની ગોઠવણી રેખીય અથવા શાખીય કાર્બન શૃંખલામાં હોય છે. આ પ્રકારની સમઘટકતાને શૃંખલા સમઘટકતા કહે છે. મિથેન, ઇથેન અને પ્રોપેનમાં આ સમઘટકતા જોવા મળતી નથી. પરંતુ બ્યુટેનને બે સમઘટકો, પેન્ટેનને ત્રણ સમઘટકો, હેક્ઝેનને પાંચ સમઘટકો છે.

દા.ત., પેન્ટેનના ત્રણ સમઘટકો નીચે પ્રમાણે છે :

(i) n- પેન્ટેન $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$

(ii) 2-મિથાઈલ બ્યુટેન $CH_3CH(CH_3)CH_2CH_3$

(iii) 2,2- ડાયમિથાઈલ પ્રોપેન



(2) સ્થાન સમઘટકતા (Position Isomerism) :

કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્ર સમાન હોવા ઉપરાંત તેમની કાર્બન શૃંખલા સમાન હોય છે. પરંતુ તેમાં રહેલા ક્રિયાશીલ સમૂહનું સ્થાન જુદું હોય છે. આ પ્રકારની સમઘટકતાને સ્થાન સમઘટકતા કહે છે. દા.ત.,

(i)	$CH_3CH_2CH_2NH_2$	પ્રોપેન્- 1 - એમાઈન
	$CH_3CH(NH_2)CH_3$	પ્રોપેન્- 2 - એમાઈન
(ii)	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$	પેન્ટેન્-1-ઓલ
	$CH_3CH_2CH_2CH(OH)CH_3$	પેન્ટેન્-2- ઓલ
	$CH_3CH_2CH(OH)CH_2CH_3$	પેન્ટેન્-3-ઓલ

(3) ક્રિયાશીલ સમૂહ સમઘટકતા (Functional group Isomerism) :

કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્ર સમાન હોવા છતાં તેમાં રહેલા ક્રિયાશીલ સમૂહો જુદા જુદા હોય છે. આ પ્રકારની સમઘટકતાને ક્રિયાશીલ સમૂહ સમઘટકતા કહે છે. દા.ત.,

(i)	$CH_3CH_2CH_2OH$	$CH_3\text{-}O\text{-}CH_2CH_3$
	પ્રોપેન્-1- ઓલ	મિથોક્સી ઈથેન
(ii)	CH_3CH_2CHO	CH_3COCH_3
	પ્રોપેનાલ	પ્રોપેનોન
(iii)	CH_3CH_2COOH	CH_3COOCH_3
	પ્રોપેનોઇક ઍસિડ	મિથાઈલ ઈથેનોએટ

(4) મેટામેરિઝમ (Metamerism) :

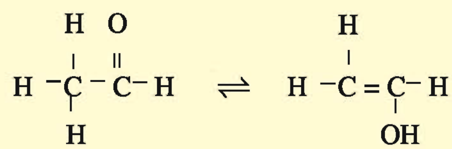
કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્ર સમાન હોય અને તેમાં રહેલા ક્રિયાશીલ સમૂહ પણ સમાન હોય, પરંતુ ક્રિયાશીલ સમૂહની આજુબાજુ જોડાયેલા આલ્કાઈલસમૂહમાં કાર્બનની સંખ્યા જુદી હોય તો આવા કાર્બનિક સંયોજનને મેટામર્સ કહે છે અને સમઘટકતાને મેટામેરિઝમ કહે છે. આ પ્રકારની સમઘટકતા કિટોન, ઈથર અને એમાઈન સંયોજનોમાં જોવા મળે છે. દા.ત.,

(i)	$CH_3CH_2COCH_2CH_3$	પેન્ટેન્-3-ઓન
	$CH_3COCH_2CH_2CH_3$	પેન્ટેન્-2-ઓન
(ii)	$CH_3\text{-}O\text{-}CH_2CH_2CH_3$	મિથોક્સિ પ્રોપેન
	$CH_3CH_2\text{-}O\text{-}CH_2CH_3$	ઈથોક્સિ ઈથેન
(iii)	$CH_3NHCH_2CH_2CH_3$	N મિથાઈલ પ્રોપેન્-1- એમાઈન
	$CH_3CH_2NHCH_2CH_3$	N ઈથાઈલ ઈથેનેમાઈન

(5) ચલરૂપકતા (Tautomerism) :

કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિયસૂત્ર સમાન હોય પરંતુ પરમાણુની ગોઠવણીના ફેરફારથી બનતા સમઘટકો એકબીજા સાથે ગતિશીલ સંતુલનમાં હોય તો તેને ચલરૂપકતા કહે છે. દા.ત.,

(i)



ઈથેનાલ વિનાઈલ આલ્કોહૉલ

(ii) $CH_3\text{-}C(=O)\text{-}CH_3 \rightleftharpoons CH_2=C(OH)\text{-}CH_3$

પ્રોપેનોન પ્રોપ્-1-ઈન્-2-ઓલ

(iii) $CH_3\text{-}C(=O)\text{-}CH_2\text{-}C(=O)\text{-}CH_3 \rightleftharpoons$

(કિટો સ્વરૂપ)

$CH_3\text{-}C(=O)\text{-}CH=C(OH)\text{-}CH_3$

(ઈનોલ સ્વરૂપ)

કાર્બનિક સંયોજનોના એક બંધારણમાં કિટો સ્વરૂપ અને તેની સાથે ગતિશીલ સંતુલનમાં ઈનોલ સ્વરૂપ હોય, તો તેને કિટો-ઈનોલ ચલરૂપકતા કહે છે.

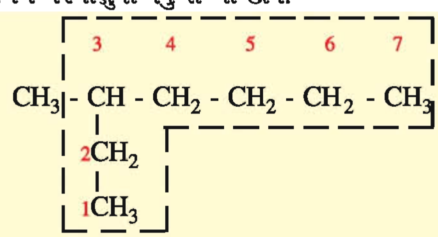
7.8 કાર્બનિક સંયોજનોનું નામકરણ (Nomenclature of Organic Compounds)

લગભગ એક સૈકા પહેલાં કાર્બનિક સંયોજનની સંખ્યા હાલની સંખ્યાના પ્રમાણમાં ખૂબ જ ઓછી હતી. આથી તે સમયમાં તેનું નામકરણ, તેની પ્રાપ્તિ, ગુણધર્મ અથવા બંધારણને

આધારે કરવામાં આવતું હતું. પરંતુ 20મી સદીના પહેલાં અડધા સૈકામાં અનેક પ્રકારનાં કાર્બનિક સંયોજનોનું સંશ્લેષણ થતાં તેની સંખ્યામાં અનેક ગણો વધારો થયો. આથી તેનું નામકરણ જૂની પદ્ધતિથી કરવું અશક્ય થયું. તદુપરાંત દુનિયાના કોઈ પણ દેશમાં સંશ્લેષણથી શોધાયેલાં નવીન કાર્બનિક સંયોજનોનાં નામ એવી રીતે આપવાં જોઈએ કે જેથી કોઈ પણ દેશનો રસાયણવિજ્ઞાની નવા શોધાયેલાં કાર્બનિક સંયોજનોના બંધારણની સમજ પ્રાપ્ત કરી શકે. આથી 1889 માં આંતરરાષ્ટ્રીય રાસાયણિક પરિષદે (International Chemical Congress) નામકરણ માટેના ચોક્કસ નિયમો ઘડવા માટેની એક સમિતિની રચના કરી. 1892 માં જિનિવા મુકામે મળેલી આ સમિતિનો અહેવાલ કંઈક અંશે અપૂર્ણ હોવાથી તેના આધારે 1930માં આંતરરાષ્ટ્રીય રસાયણવિજ્ઞાન સંઘ (International Union of Chemistry) વધુ સમજપૂર્વક અહેવાલ આપ્યો. ત્યાર પછી 1947માં નામકરણ માટે નિમાયેલી સમિતિએ ઘડેલા વિવિધ પ્રકારના નિયમોને આધારે કાર્બનિક સંયોજનોનું નામકરણ કરવામાં આવે છે. આ નિયમો અનુસાર થતા નામકરણને IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) નામકરણ પદ્ધતિ કહે છે. તેમાં સમયાંતરે સુધારાવધારા થતા જ રહે છે. IUPAC નામકરણના નિયમોને નીચે ક્રમમાં દર્શાવેલ છે :

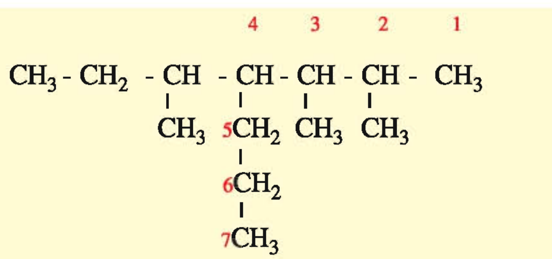
(1) લાંબી કાર્બન શૃંખલા ધરાવતા સંયોજનો માટે એવી શૃંખલા પસંદ કરી નામ આપો કે જેથી એકબીજા સાથે જોડાયેલ સળંગ કાર્બન પરમાણુની વધુ સંખ્યા હોય.

દા.ત.,



આ બંધારણમાં કાર્બનની લાંબામાં લાંબી શૃંખલા 7 કાર્બનની હોવાથી તેનો મૂળ હાઇડ્રોકાર્બન હેપ્ટેન થશે.

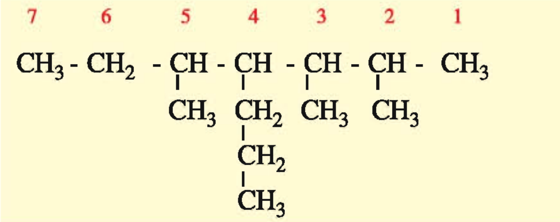
જો કાર્બનિક સંયોજનના બંધારણમાં બે જુદી જુદી શૃંખલાની લંબાઈ સરખી હોય તો જેમાં મહત્તમ શાખા અથવા આલ્કાઈલ સમૂહ હોય તે શૃંખલા પસંદ કરવી.



7 કાર્બન ધરાવતી લાંબી શૃંખલા

કુલ શાખા-3

તેથી આ પસંદગી (યોગ્ય) સાચી નથી.



7 કાર્બન ધરાવતી લાંબી શૃંખલા

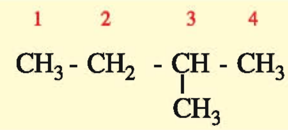
કુલ શાખા-4

તેથી આ પસંદગી (યોગ્ય) સાચી છે.

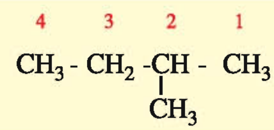
(2) વિસ્થાપિત સમૂહના સ્થાન નક્કી કરવા :

(i) એક વિસ્થાપિત સમૂહનું સ્થાન : હરોળ (મૂળ શૃંખલા)માં ગોઠવાયેલા કાર્બનને એક છેડેથી એવી રીતે નંબર આપો કે જેથી શાખાને ઓછો નંબર મળે.

દા.ત.



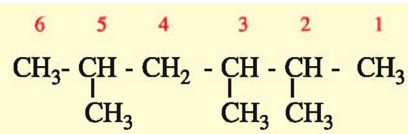
ડાબી બાજુથી હરોળને નંબર આપવાથી શાખા 3 નંબર કાર્બન ઉપર હોવાથી 3 નંબર મળે છે. (ખોટી રીત)



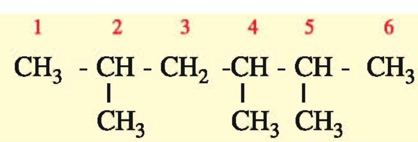
જમણી બાજુથી હરોળને નંબર આપવાથી શાખા 2 નંબર કાર્બન ઉપર હોવાથી 2 નંબર મળે છે. (સાચી રીત)

(ii) વિસ્થાપિત સમૂહોના ન્યૂનતમ સ્થાનનો ગણ (Lowest Set of Locants) :

જ્યારે બે કે તેથી વધુ વિસ્થાપિત સમૂહો હરોળમાં આવેલા હોય તો હરોળને નંબર આપતી વખતે છેડેથી એવી રીતે નંબર આપો કે જેથી વિસ્થાપિત સમૂહને તેના સ્થાનનો સૌથી ઓછો નંબરનો ગણ મળે. દા.ત.,



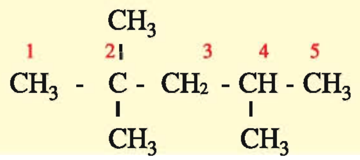
શાખા વિસ્થાપનના નંબર 2, 3, 5 (સાચી રીત)



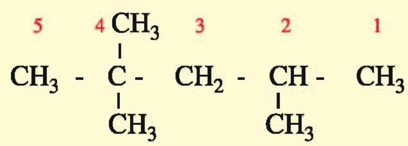
શાખા વિસ્થાપનના નંબર 2, 4, 5 (ખોટી રીત)

પ્રથમ ન્યૂનતમ સ્થાન બંનેમાં 2 હોવાથી સરખું છે. પરંતુ બીજું સ્થાન પ્રથમ બંધારણમાં 3 અને બીજા બંધારણમાં 4 હોવાથી પ્રથમ બંધારણમાં 3 નંબર ઓછો છે તેથી 2, 3, 5 નંબર આપવાની રીત સાચી છે. જ્યારે 2, 4, 5 સ્થાન દર્શાવવાની રીત ખોટી છે.

દા.ત.,



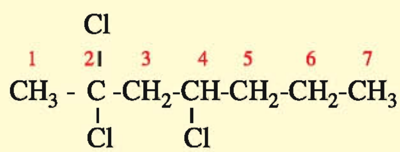
(શાખા વિસ્થાપન નંબર 2, 2, 4) (સાચી રીત)



શાખા વિસ્થાપન નંબર 2, 4, 4 (ખોટી રીત)

અહીં બંને રીતે નંબર આપવાથી પ્રથમ વિસ્થાપન નંબર સમાન 2 - 2 છે પરંતુ બીજો નંબર 2 - 4 જેમાં પ્રથમ બંધારણમાં તે નંબર ઓછો હોવાથી તે નંબર આપવાની રીત સાચી રીત છે. જ્યારે 2, 4, 4 નંબરનું વિસ્થાપન ખોટી રીત છે.

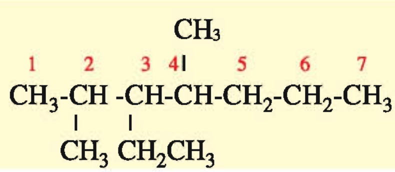
(3) એક જ પ્રકારની શાખા એક કરતાં વધુ હોય તો તેની સંખ્યામાં 2, 3, 4, 5, 6..... દર્શાવવા માટે અનુક્રમે ડાય, ટ્રાય, ટેટ્રા, પેન્ટા, હેક્ઝા પૂર્વગ શાખાનું નામ લખતાં પહેલાં વાપરવો. દા.ત.



અહીં વિસ્થાપિત સમૂહના કાર્બનનું સ્થાન 2, 2 અને 4 ઉપર ત્રણેય સમાન ક્રિયાશીલ સમૂહ-C1હોવાથી તેના નામકરણમાં "2, 2, 4 - ટ્રાયક્લોરો" રીતે શાખાને દર્શાવાય છે.

(4) કાર્બનિક સંયોજનના બંધારણમાં જો શાખા જુદા જુદા પ્રકારની હોય તો એટલે કે જુદા જુદા ક્રિયાશીલ સમૂહનું વિસ્થાપન થયેલું હોય તો IUPAC નામકરણ કરતી વખતે શાખાના નામને અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમ પ્રમાણે ક્રમમાં દર્શાવાય છે. મૂળાક્ષરની ગણતરીમાં શાખાની સંખ્યા માટે વપરાયેલ પૂર્વગ, ડાય, ટ્રાય... શબ્દને ગણતરીમાં લેવામાં આવતો નથી.

દા.ત.,

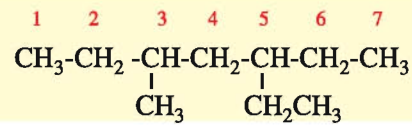


3-ઈથાઈલ, 2,4-ડાય મિથાઈલ હેપ્ટેન (સાચી રીત)

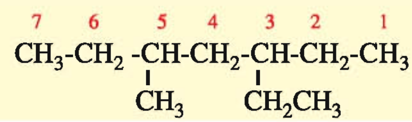
2,4-ડાયમિથાઈલ 3-ઈથાઈલ હેપ્ટેન (ખોટી રીત)

અહીં જુદા જુદા પ્રકારની બે શાખા મિથાઈલ અને ઈથાઈલ છે. તેથી અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમ પ્રમાણે પ્રથમ ઈથાઈલ શાખા આવે છે અને તેથી તેને પ્રથમ દર્શાવવી અને ત્યાર બાદ મિથાઈલ શાખા દર્શાવવી. અંગ્રેજી મૂળાક્ષરની સરખામણી કરતી વખતે ડાયમિથાઈલ હોવા છતાં ડાય શબ્દને બાકાત રાખીને જ માત્ર મિથાઈલ સમૂહના શબ્દ માટેના મૂળાક્ષરને ક્રમ માટે ગણતરીમાં લેવો. તેથી આ બંધારણનું સાચું નામ 3-ઈથાઈલ, 2,4 -ડાયમિથાઈલ હેપ્ટેન, છે અને 2, 4 - ડાયમિથાઈલ, -3 - ઈથાઈલ હેપ્ટેન નથી.

(5) હરોળમાં આવેલ કાર્બનને કોઈ પણ એક છેડેથી નંબર આપતાં જુદી જુદી શાખાના વિસ્થાપન સમતુલ્ય (સરખો નંબર) સ્થાન પર થયેલા હોય તો શાખાના નામના અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમ પ્રમાણે તેને ઓછો નંબર મળે તેમ નંબર આપવો. દા.ત.,



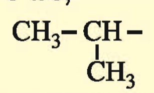
3-મિથાઈલ- 5- ઈથાઈલ હેપ્ટેન (ખોટી રીત)



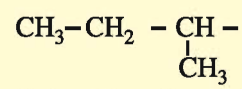
3-ઈથાઈલ- 5- મિથાઈલ હેપ્ટેન (સાચી રીત)

અંગ્રેજી મૂળાક્ષર પ્રમાણે ઈથાઈલનો ક્રમ મિથાઈલની સરખામણીમાં આગળ હોવાથી ઈથાઈલને ઓછો નંબર મળે તેમ થયેલ નામકરણ સાચી રીત છે. તેથી 3-ઈથાઈલ-5 મિથાઈલ હપ્ટેન નામકરણ (યોગ્ય) સાચું છે.

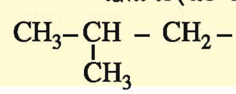
(6) કેટલાક આલ્કાઈલ સમૂહ માટેના સામાન્ય નામ જેવા કે,



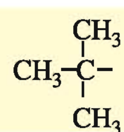
આઈસો પ્રોપાઈલ



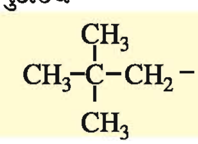
દ્વિતીયક(સેકન્ડરી) બ્યુટાઈલ



આઈસો બ્યુટાઈલ



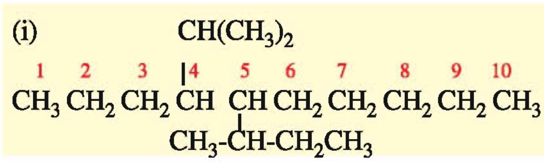
તૃતીયક (ટર્શરી) બ્યુટાઈલ



નિયોપેન્ટાઈલ

સંયોજનોના નામકરણ વખતે શાખાના નામને અંગ્રેજી મૂળાક્ષર પ્રમાણે ગોઠવતી વખતે પૂર્વગ આઈસો અને નિયોને તેના નામનો એક ભાગ હોવાથી, નામના મૂળાક્ષરની સરખામણીમાં આ શબ્દને ગણતરીમાં લેવો, પરંતુ પૂર્વગ સેકન્ડરી અને ટર્શરી શબ્દને ગણતરીમાં લેવા નહિ. દા.ત.,

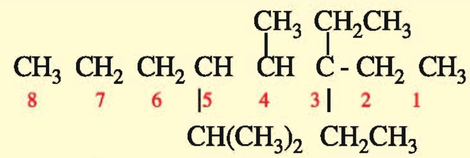
(i)



5-સેકન્ડરી- બ્યુટાઈલ - 4 - આઈસોપ્રોપાઈલ ડેકેન

આ બંધારણમાં સેકન્ડરી શબ્દને ગણતરીમાં લેવાનો નથી તેથી બ્યુટાઇલ શાખા અંગ્રેજી મૂળાક્ષર પ્રમાણે આઇસોપ્રોપાઇલ કરતાં ક્રમે આગળ હોવાથી પહેલાં સેકન્ડરી બ્યુટાઇલને સ્થાન સહિત રજૂ કર્યા પછી જ આઇસોપ્રોપાઇલ શાખાને સ્થાન સહિત દર્શાવાય છે.

(ii)



3, 3 ડાય ઇથાઇલ -5-આઇસો પ્રોપાઇલ-4-મિથાઇલ ઑક્ટેન. અહીં અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમમાં ઇથાઇલ પ્રથમ, ત્યાર બાદ આઇસોપ્રોપાઇલ અને છેલ્લે મિથાઇલ સમૂહ આવતા હોવાથી તે ક્રમ પ્રમાણે રજૂ કરવામાં આવે છે.

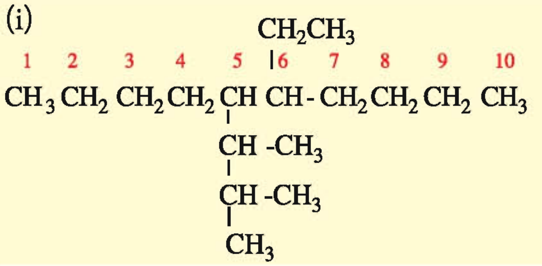
(7) હરોળમાં ગોઠવાયેલા કાર્બનની શૃંખલામાં આલ્કાઇલ સમૂહની શાખાને પણ આલ્કાઇલ સમૂહની ઉપશાખા હોય, તો તેના નામકરણ વખતે નીચેના મુદ્દાઓ ધ્યાનમાં રાખી નામકરણ કરવું :

(i) ઉપશાખાનું નામ હંમેશાં કૌંસમાં દર્શાવવું.

(ii) ઉપશાખા ધરાવતી આલ્કાઇલ શાખાને નંબર આપતી વખતે મૂળ હરોળને જે કાર્બનથી તે જોડાયેલી હોય તે ઉપશાખાના કાર્બનને એક નંબર આપવો અને પછી આગળ ક્રમશઃ નંબર આપવા.

(iii) ઉપશાખા ધરાવતા આલ્કાઇલ સમૂહના નામકરણમાં ઉપશાખામાં સંખ્યા દર્શાવતા શબ્દને અંગ્રેજી મૂળાક્ષરનો ક્રમ આપતી વખતે ગણતરીમાં લેવો. દા.ત.,

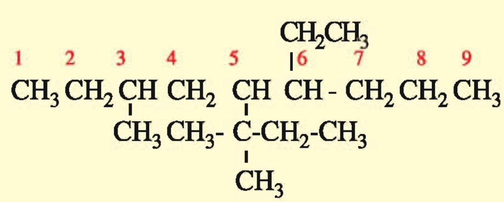
(i)



5 (1, 2 ડાયમિથાઇલ પ્રોપાઇલ) -6- ઇથાઇલ ડેકેન

અહીં ઇથાઇલ કરતાં ડાયમિથાઇલ શબ્દ અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમમાં પ્રથમ આવતો હોવાથી તે ઉપશાખાને પ્રથમ નામકરણમાં દર્શાવવું.

(ii)



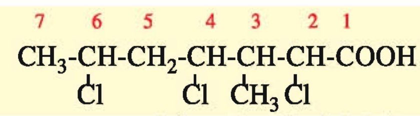
5 (1,1 ડાયમિથાઇલ પ્રોપાઇલ)-6-ઇથાઇલ-3-મિથાઇલ નોનેન

અહીં અંગ્રેજી મૂળાક્ષરના ક્રમમાં ડાયમિથાઇલ પ્રોપાઇલ પછી ઇથાઇલ અને છેવટે મિથાઇલનો ક્રમ હોવાથી તેના સ્થાન સહિત નામકરણમાં દર્શાવવું.

(8) કાર્બનિક સંયોજનના બંધારણમાં એક કરતાં વધુ પ્રકારના ક્રિયાશીલ સમૂહનું વિસ્થાપન થયેલ હોય તો નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે સૌથી વધુ અગ્રિમતા ક્રમ ધરાવતા ક્રિયાશીલ સમૂહ તે મુખ્ય ક્રિયાશીલ સમૂહ બને છે અને બાકીના સમૂહને વિસ્થાપિત સમૂહ તરીકે સ્વીકારીને નામકરણ કરવું. અગ્રિમતાનો ક્રમ આ પ્રમાણે છે.

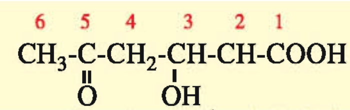
$$-COOH > -COOR > -CONH_2 > -CN > -CHO > -CO- > -OH > -NH_2 > \; >C=C< \; > -C\equiv C- > -\overset{|}{\underset{|}{C}}-\overset{|}{\underset{|}{C}}-$$

(i)



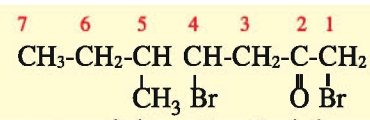
2, 4, 6 -ટ્રાયક્લોરો -3- મિથાઇલ હેપ્ટેનોઇક ઍસિડ

(ii)



3-હાઇડ્રોક્સી – 5- ઑક્સો હેક્ઝેનોઇક ઍસિડ

(iii)



1, 4 ડાયબ્રોમો -5- મિથાઇલ હેપ્ટેન્ -2- ઓન

કાર્બનિક સંયોજનોના બંધારણને બંધરેખા (Bond line) બંધારણ વડે સરળતાથી રજૂ કરવાની એક પદ્ધતિ છે. આ રીતે આપેલા બંધારણનું IUPAC નામકરણ માટેના મુદ્દાઓને ધ્યાનમાં રાખી તેને પૂર્ણ બંધારણમાં રૂપાંતર કરી પછી IUPACના નિયમને ધ્યાનમાં રાખી નામકરણ કરવું.

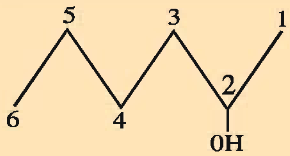
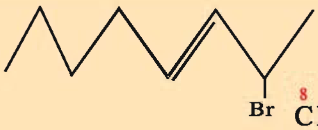
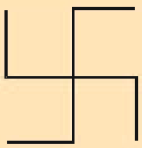
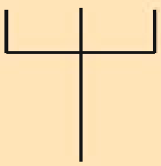
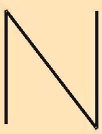
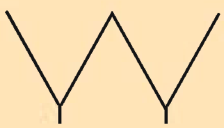
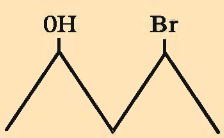
(i) આલ્કાઇલ સમૂહ કે હરોળમાં કાર્બન અને હાઇડ્રોજનને દર્શાવવામાં આવતા નથી. પણ આ સિવાયના પરમાણુ કે પરમાણુથી બનેલ ક્રિયાશીલ સમૂહને દર્શાવાય છે.

(ii) આ બંધારણમાં બંને છેડે આવેલી રેખા ઉપર અન્ય ક્રિયાશીલ સમૂહ ન હોય, તો છેડે $-CH_3$ સમૂહ છે તેમ દર્શાવે છે.

(iii) રેખાના પ્રત્યેક જોડાણ પર કાર્બન પરમાણુ છે અને તેની ચતુઃસંયોજકતા પૂર્ણ કરવા જરૂરી તેવી યોગ્ય સંખ્યામાં હાઇડ્રોજન પરમાણુ છે તેમ દર્શાવે છે.

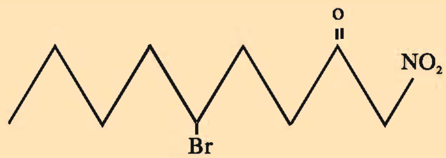
(iv) દ્વિબંધ અને ત્રિબંધને અનુક્રમે બે અને ત્રણ સમાંતર લીટી વડે દર્શાવાય છે.

દા.ત.,

બંધરેખા બંધારણ	(પૂર્ણ બંધારણીય સૂત્ર)	
	$\overset{6}{C}H_3 - \overset{5}{C}H_2 - \overset{4}{C}H_2 - \overset{3}{C}H_2 - \overset{2}{C}H - \overset{1}{C}H_3$ OH (C-2 પર)	હેક્ઝેન્-2 - ઓલ
	$\overset{8}{C}H_3\overset{7}{C}H_2\overset{6}{C}H_2 - \overset{5}{C}H_2 - \overset{4}{C}H = \overset{3}{C}H - \overset{2}{C}H - \overset{1}{C}H_3$ Br (C-2 પર)	2- બ્રોમો ઓક્ટ્ - 3-ઈન
	CH_2-CH_3 $\overset{1}{C}H_3-\overset{2}{C}H_2-\overset{3}{C}-\overset{4}{C}H_2-\overset{5}{C}H_3$ CH_2-CH_3	3, 3-ડાય ઈથાઈલ પેન્ટેન
	CH_3 $\overset{1}{C}H_3 \;\; \overset{2}{C}H_2 - \overset{3}{C} - \overset{4}{C}H_2 \;\; \overset{5}{C}H_3$ CH_3	3, 3-ડાયમિથાઈલ પેન્ટેન
	$CH_3 \;\; CH_2CH_2-CH_3$	બ્યુટેન
	$\overset{1}{C}H_3 \;\; \overset{2}{C}H \;\; \overset{3}{C}H_2 \;\; \overset{4}{C}H \;\; \overset{5}{C}H_3$ CH_3 (C-2 પર) $\;\; CH_3$ (C-4 પર)	2 4-ડાય મિથાઈલ પેન્ટેન
	$\overset{1}{C}H_3 \;\; \overset{2}{C}H \;\; \overset{3}{C}H_2 \;\; \overset{4}{C}H \;\; \overset{5}{C}H_3$ OH (C-2 પર) $\;\;$ Br (C-4 પર)	4-બ્રોમો પેન્ટેન્ - 2 - ઓલ

કેટલાંક બંધારણીય સૂત્રનાં IUPAC નામ

બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
$CH_3-CH-CH-CH_2-CHO$ $\;\;\;\;\;\; CH_3 \;\; CH_3$	3, 4-ડાયમિથાઈલ પેન્ટેનાલ
$CH_2 = CHCH_2CH-CH_3$ CH_3	4-મિથાઈલ પેન્ટ્ -1- ઈન
$CH_2 = CH\,CH_2\,CH\,CH_3$ NH_2	પેન્ટ્-4-ઈન્ -2-એમાઈન

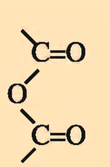
$CH \equiv C\ \overset{CH_3}{\overset{\vert}{C}}\ HCH_2\ \underset{O}{\underset{\Vert}{C}}\ CH_3$	4 મિથાઇલ હેક્ઝ્-5 આઇન્ -2-ઓન
$CH_3\text{-}\underset{Br}{CH}\text{-}\underset{Br}{CH}\text{-}\underset{CH_2CH_3}{CH}CH_2COOH$	4, 5 - ડાય-બ્રોમો -3-ઇથાઇલ હેક્ઝેનોઇક ઍસિડ
	5 - બ્રોમો -1- નાઇટ્રો નોનેન્-2-ઓન

7.9 કાર્બનિક સંયોજનોનાં પ્રચલિત નામ અને IUPAC નામકરણ

ક્રિયાશીલ સમૂહના આધારે કાર્બનિક સંયોજનોનાં પ્રચલિત અને **IUPAC** નામ કોષ્ટક 7.3માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 7.3 ક્રિયાશીલ સમૂહના આધારે પ્રચલિત અને IUPAC નામ

સંયોજનનો પ્રકાર	ક્રિયાશીલ સમૂહ	બંધારણ	પ્રચલિત નામ	IUPAC નામ
આલ્કીન	$-\overset{\vert}{C}=\overset{\vert}{C}-$	$CH_2=CH_2$	ઇથિલીન	ઇથિન
		$CH_3CH=CH_2$	પ્રોપિલીન	પ્રોપિન
		$CH_3CH_2CH=CH_2$	બ્યુટિલીન	બ્યુટ્-1-ઇન
		$CH_3CH=CH\ CH_3$	2-બ્યુટિલીન	બ્યુટ્-2-ઇન
હેલાઇડ	-X	CH_3CH_2C1	ઇથાઇલ ક્લોરાઇડ	ક્લોરોઇથેન
		$CH_3CH_2\ CH_2C1$	પ્રોપાઇલ ક્લોરાઇડ	1-ક્લોરોપ્રોપેન
આલ્કોહૉલ	-OH	CH_3CH_2OH	ઇથાઇલ આલ્કોહૉલ	ઇથેનોલ
		$CH_3CH_2CH_2OH$	પ્રોપાઇલ આલ્કોહૉલ	પ્રોપેન્-1-ઓલ
ઈથર	-O-	$CH_3\text{-}O\text{-}CH_3$	ડાયમિથાઇલ ઈથર	મિથોક્સિ મિથેન
		$CH_3\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	ઇથાઇલ મિથાઇલ ઈથર	મિથોક્સિ ઇથેન
		$CH_3CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	ડાયઇથાઇલ ઈથર	ઇથોક્સિ ઇથેન
આલ્ડીહાઇડ	-CHO	HCHO	ફોર્માલ્ડિહાઇડ	મિથેનાલ
		CH_3CHO	એસિટાલ્ડિહાઇડ	ઇથેનાલ
કિટોન	$\overset{\vert}{-}CO$	CH_3COCH_3	એસિટોન અથવા ડાયમિથાઇલ કિટોન	પ્રોપેનોન
		$CH_3COCH_2CH_3$	ઇથાઇલ મિથાઇલ કિટોન	બ્યુટેન્-2-ઓન
કાર્બોક્સિલિક ઍસિડ	-COOH	HCOOH	ફોર્મિક ઍસિડ	મિથેનોઇક ઍસિડ
		CH_3COOH	ઍસિટિક ઍસિડ	ઇથેનોઇક ઍસિડ

એમાઇડ	$-CONH_2$	$HCONH_2$ CH_3CONH_2	ફૉર્મેમાઇડ એસિટેમાઇડ	મિથેનેમાઇડ ઇથેનેમાઇડ
એમાઇન	$-NH_2$ (1^0)	CH_3NH_2 $CH_3CH_2NH_2$ $CH_3-CH(NH_2)-CH_2-CH_3$	મિથાઇલ એમાઇન ઇથાઇલ એમાઇન Sec-બ્યુટાઇલ -એમાઇન	મિથેનેમાઇન ઇથેનેમાઇન બ્યુટેન્-2 એમાઇન
	$-NH-$ (2^0)	$CH_3NH\,CH_3$ $CH_3NH\,CH_2CH_3$	ડાયમિથાઇલ એમાઇન ઇથાઇલ મિથાઇલ એમાઇન	N-મિથાઇલ મિથેનેમાઇન N-મિથાઇલ ઇથેનેમાઇન
	$-\overset{\mid}{N}-$ (3^0)	$(CH_3)_3N$ $(CH_3)_2NCH_2CH_3$ $CH_3-N(CH_2CH_3)-CH_2CH_3$	ટ્રાયમિથાઇલ એમાઇન ઇથાઇલ ડાયમિથાઇલ એમાઇન ડાયઇથાઈલ મિથાઈલ એમાઈન	N,N-ડાયમિથાઇલ મિથેનેમાઇન N,N-ડાયમિથાઇલ ઇથેનેમાઇન N-ઇથાઇલ N-મિથાઇલ ઇથેનેમાઇન
નાઇટ્રો	$-NO_2$	CH_3NO_2 $CH_3CH_2NO_2$ $CH_3CH_2CH_2NO_2$ $CH_3CH(NO_2)CH_3$	નાઇટ્રોમિથેન નાઇટ્રોઇથેન નાઇટ્રોપ્રોપેન 2-નાઇટ્રોપ્રોપેન	નાઇટ્રોમિથેન નાઇટ્રોઇથેન 1-નાઇટ્રોપ્રોપેન 2-નાઇટ્રોપ્રોપેન
સાયનાઇડ/ નાઇટ્રાઇલ	$-CN$	CH_3CN CH_3CH_2CN $CH_3CH_2CH_2CN$	મિથાઇલ સાયનાઇડ ઇથાઇલ સાયનાઇડ પ્રોપાઇલ સાયનાઇડ	ઇથેન નાઇટ્રાઇલ પ્રોપન નાઇટ્રાઇલ બ્યુટેન નાઇટ્રાઇલ
એસ્ટર	$-COOR$	$HCOO\,CH_3$ $CH_3\,COO\,CH_3$ $CH_3\,COO\,CH_2CH_3$	મિથાઇલ ફૉર્મેટ મિથાઇલ એસિટેટ ઇથાઇલ એસિટેટ	મિથાઇલ મિથેનોએટ મિથાઇલ ઇથેનોએટ ઇથાઇલ ઇથેનોએટ
ઍસિડએન- હાઇડ્રાઇડ		$CH_3-\overset{O}{\overset{\parallel}{C}}-O-\overset{O}{\overset{\parallel}{C}}-CH_3$ $H-\overset{O}{\overset{\parallel}{C}}-O-\overset{O}{\overset{\parallel}{C}}-H$	એસિટિક એનહાઇડ્રાઇડ ફૉર્મિક એનહાઇડ્રાઇડ	ઇથેનોઇક એનહાઇડ્રાઇડ મિથેનોઇક એનહાઇડ્રાઇડ

7.10 સહસંયોજક બંધમાં ઈલેક્ટ્રૉનીય સ્થાનાંતર (વિસ્થાપન) (Electronic Displacement (Substitution) in Covalent Bond)

કાર્બનિક સંયોજનોમાં મુખ્યત્વે સહસંયોજક પ્રકારના બંધ હોય છે. આ બંધ પર રહેલા હાઇડ્રોજન પરમાણુ કે ક્રિયાશીલ સમૂહનું ઇલેક્ટ્રૉન-યુગ્મ વગર કે સાથેનું વિસ્થાપન જુદી જુદી રીતે થાય છે. કાર્બનિક પ્રક્રિયાઓની ક્રિયાવિધિમાં સામાન્ય રીતે ચાર પ્રકારના વિસ્થાપન થાય છે.

7.10.1 (1) પ્રેરક અસર (Inductive effect) : જ્યારે કાર્બનિક સંયોજનોમાં કાર્બન સાથે તેના કરતાં વધુ વિદ્યુતઋણ પરમાણુ (જેવા કે હેલોજન) સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા હોય ત્યારે વિદ્યુતઋણતાના તફાવતને કારણે આ બંધ ધ્રુવીય બને છે અને તેની ધ્રુવીય અસર શૃંખલામાં ગોઠવાયેલા કાર્બન પરમાણુઓ પર પ્રસરે છે. આ અસરને પ્રેરક અસર(I અસર) કહે છે. તેને $\rightarrow$ સંજ્ઞા વડે દર્શાવાય છે. જેમકે પ્રોપાઇલ ક્લોરાઇડમાં આ અસર નીચે પ્રમાણે છે. પ્રેરકઅસર કાયમી હોય છે:

$$H-\underset{H}{\overset{H}{C}}\rightarrow-\underset{H}{\overset{H}{C}}\rightarrow\rightarrow-\underset{H}{\overset{H}{C}}\rightarrow\rightarrow\rightarrow-Cl$$

આપણે જાણીએ છીએ કે કાર્બન કરતાં ક્લોરિન પરમાણુ

વધુ વિદ્યુતઋણ હોવાથી *C-Cl* બંધ ધ્રુવીય બને છે અને *C-Cl* વચ્ચે આવેલ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ ક્લોરિન પરમાણુ તરફ ખેંચાયેલો રહે છે અને પરિણામે કાર્બન આંશિક ધન વીજભાર (δ^+) પ્રાપ્ત કરે છે અને ક્લોરિન આંશિક ઋણ વીજભાર (δ^-) પ્રાપ્ત કરે છે. આ અસર *C-Cl* વચ્ચે સીમિત ન રહેતાં શૃંખલામાં ગોઠવાયેલા કાર્બન તરફ પ્રસરે છે અને આ અસર નજીકના કાર્બનથી દૂર જતાં ઘટે છે. સામાન્ય રીતે ત્રણ કાર્બન પછીના ચોથા કાર્બન પછી આ અસર નહિવત્ થાય છે. હાઇડ્રોજનને પ્રમાણિત લઈ પરમાણુઓ કે સમૂહોની પ્રેરક અસરની સાપેક્ષ સરખામણી કરતાં તેમનું વર્ગીકરણ બે વિભાગમાં થાય છે :

(i) ઋણ-I અસર(-I અસર) : પરમાણુઓ કે સમૂહો જેમાં ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષવાની ક્ષમતા હાઇડ્રોજન કરતાં વધુ હોય તેને ઋણ-I અસર (-I અસર) (ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષણ) કહે છે. દા.ત.

$-NO_2 > -CN > -COOH > -F > -Cl > -Br > -I > -OH > -OCH_3 > -C_6H_5 > -H$

(ii) ધન +I અસર (+I અસર) : પરમાણુઓ કે સમૂહો જેમાં ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષવાની ક્ષમતા હાઇડ્રોજન કરતાં ઓછી હોય તેને ધન +I અસર (+I અસર) (ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણ) કહે છે. દા.ત.,

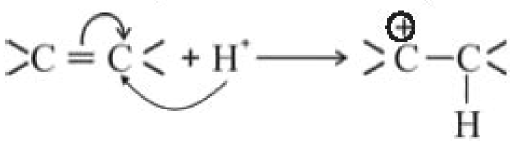
$(CH_3)_3C- > (CH_3)_2CH- > CH_3CH_2- > -CH_3$

7.10.2 ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર (Electromeric Effect) :

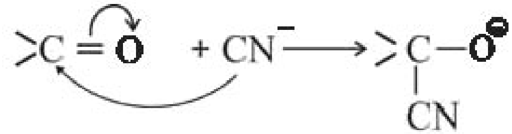
એક કરતાં વધુ બંધ ધરાવતા નજીકના બે પરમાણુઓ વચ્ચે બંધમાં ભાગ લીધેલા બંધના ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ બંધ-પરમાણુ ઉપર સંપર્કમાં આવતાં પ્રક્રિયકની હાજરીને કારણે અને તેની ક્ષણિકતાના આધારે વધુ વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ ઉપર ખસે છે. આ અસરને ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર (E-અસર) કહે છે. જેમકે ઋણ વીજભાર ધરાવતા પ્રક્રિયકના સંપર્કમાં આવતા આલ્ડીહાઇડ કે કિટોનમાં આવેલા કાર્બોનિલ સમૂહ C = O દ્વિ-બંધમાંનો એક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ વધુ વિદ્યુતઋણતા ધરાવતા ઓક્સિજન પરમાણુ પર ખસે છે. આ અસરને ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર કહે છે. આ અસર પ્રક્રિયકની હાજરીને કારણે ઉદ્ભવતી હોવાથી તે ક્ષણિક (કામચલાઉ) હોય છે.

ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસરનું બે વિભાગમાં વર્ગીકરણ થાય છે :

(i) ધન ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર (+E અસર) : જ્યારે ઇલેક્ટ્રોનનું સ્થાનાંતર, સંપર્કમાં આવતાં પ્રક્રિયક તરફ થાય છે. તેને ધન ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર કહે છે. દા.ત.,



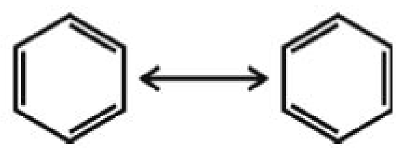
(ii) ઋણ ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર (-E અસર) : જ્યારે ઇલેક્ટ્રોનનું સ્થાનાંતર સંપર્કમાં આવતા પ્રક્રિયકથી દૂર થાય છે. તેને ઋણ ઇલેક્ટ્રોમેરિક અસર કહે છે. દા.ત.,



7.10.3 સંસ્પંદન અથવા મેસોમેરિક અસર (Resonance or mesomeric effect) :

જ્યારે કેટલાંક કાર્બનિક સંયોજનોના અણુઓને બે કે તેથી વધુ ઇલેક્ટ્રોનિક બંધારણ વડે દર્શાવાય છે અને તેમાંનું એક પણ બંધારણ તેના બધાં જ ગુણધર્મો સમજાવી શકતું નથી ત્યારે તેના વાસ્તવિક બંધારણને બે કે તેથી વધુ ઇલેક્ટ્રોનીય બંધારણ વચ્ચેની અવસ્થા વડે દર્શાવવામાં આવે છે. આ બંધારણોને સંસ્પંદનીય બંધારણો કહે છે અને ઉદ્ભવતી ક્ષણિકતાને સંસ્પંદન અથવા મેસોમેરિક અસર કહે છે. સંસ્પંદન અથવા મેસોમેરિક અસરને સંજ્ઞા $\leftrightarrow$ વડે દર્શાવાય છે. દા.ત.,

બેન્ઝિનનાં બે સંસ્પંદનીય બંધારણો :



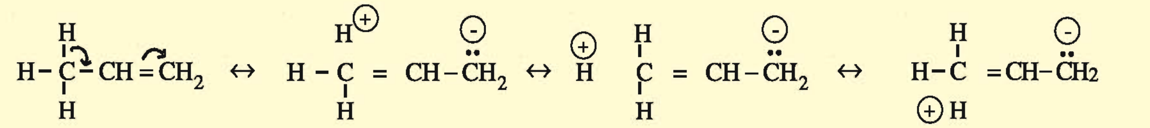
કાર્બન ડાયોક્સાઇડના ત્રણ સંસ્પંદનીય બંધારણો :

કાર્બોક્સિલિક ઍસિડના સંસ્પંદનીય બંધારણો :

7.10.4 હાઇપરકોન્જ્યુગેશન (Hyperconjugation) :

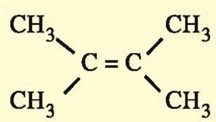
જ્યારે કેટલાંક કાર્બનિક સંયોજનોના અણુઓમાંનો C-C એક બંધ તે C = C દ્વિ-બંધ ધરાવતા બંધારણ સાથે અથવા બેન્ઝિન વલય સાથે જોડાયેલો હોય ત્યારે C-H એક બંધ વચ્ચે આવેલા σ-બંધનો ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ દ્વિ-બંધ તરફ આકર્ષાયેલો રહે છે. આ અસરને હાઇપરકોન્જ્યુગેશન કહે છે. ઓછામાં ઓછો એક હાઇડ્રોજન પરમાણુ ધરાવતું આલ્કાઇલ સમૂહ જો અસંતૃપ્ત કાર્બન સાથે જોડાયેલું હોય તો કાર્બન-હાઇડ્રોજન એક બંધના (σ-બંધના) ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ દ્વિ-બંધ તરફ મુક્ત કરે છે. દા.ત., પ્રોપિનમાં હાઇપરકોન્જ્યુગેશન નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

પ્રોપિનમાં હાઈપરકોન્જ્યુગેશન



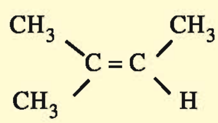
હાઈપરકોન્જ્યુગેશન કેટલાક કાર્બનિક અણુઓની સ્થિરતા સમજાવવા માટે ખૂબ જ ઉપયોગી છે. દા.ત.,

(i) મિથાઈલ સમૂહ વિસ્થાપિત આલ્કીનની સ્થિરતાનો ક્રમ નીચે મુજબ છે :-



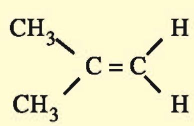
2,3 ડાયમિથાઈલ બ્યુટ્-2-ઈન

બંધારણ-I



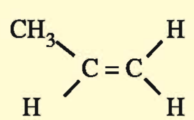
2-મિથાઈલ બ્યુટ્-2-ઈન

બંધારણ-II



2-મિથાઈલ પ્રોપિન

બંધારણ-III



પ્રોપિન

બંધારણ -IV

અહી બંધારણ-I માં હાઈપરકોન્જ્યુગેશન અસર માટે કુલ 12 C-H σ બંધ જ્યારે બંધારણ-II માં 9 C-H બંધ હોવાથી, બંધારણ–I માં C-H σ–બંધ વધારે હોવાથી હાઈપરકોન્જ્યુગેશન વધુ થતાં તે વધારે સ્થાયી બને છે. તેવી જ રીતે બંધારણ- III માં 6 C-H σ-બંધ અને બંધારણ IV માં માત્ર 3 C-H σ-બંધ હોવાથી તેની સ્થિરતાનો ઊતરતો ક્રમ સમજાવી શકાય.

(ii) કાર્બોકેટાયન અને મુક્તમૂલકોની સ્થિરતા પણ હાઈપર-કોન્જ્યુગેશન દ્વારા સમજાવી શકાય.

(iii) >C=C< દ્વિબંધ કે -C≡C- ત્રિબંધ ધરાવતા કાર્બનની બાજુમાં આવેલ C-C એકબંધની બંધ લંબાઈ ટૂંકી હોય છે તે પણ હાઈપરકોન્જ્યુગેશન દ્વારા સમજાવી શકાય છે.

7.11 સહસંયોજક બંધનું વિભાજન

(Fission of Covalent Bond)

સહસંયોજક બંધમાં રહેલા બે ઈલેક્ટ્રોનનું વિભાજન બે જુદી જુદી રીતે થાય છે :

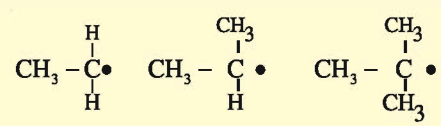
(1) સમવિભાજન (Homolytic Fission) :

જ્યારે સમાન વિદ્યુતઋણતા ધરાવતા બે પરમાણુ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી બનેલા સહસંયોજક બંધનું વિભાજન થાય છે ત્યારે બંને પરમાણુ એક-એક ઈલેક્ટ્રૉન મેળવી છૂટા પડે છે તેને સમવિભાજન કહે છે. આ રીતે છૂટા પડેલા અને અયુગ્મિત ઈલેક્ટ્રૉન ધરાવતા પરમાણુઓને મુક્તમૂલકો (Free radicals) કહે છે. આ મુક્તમુલકો અયુગ્મિત ઈલેક્ટ્રૉન ધરાવતા હોવાથી તે ઈલેક્ટ્રૉનનું યુગ્મન કરવાનું પ્રબળ વલણ ધરાવે છે. તેથી તે ખૂબ જ સક્રિય હોય છે અને તેનું આયુષ્ય ક્ષણિક હોય છે. દા.ત.,

$$Cl{:}Cl \xrightarrow[h\nu]{\text{પારજાંબલી પ્રકાશ}} Cl\bullet + Cl\bullet$$

મુક્તમુલકો

આલ્કાઈલ મુક્તમુલકોનું વર્ગીકરણ ત્રણ વિભાગમાં થાય છે. પ્રાથમિક(1^0), દ્વિતીયક (2^0) અને તૃતીયક(3^0). દા.ત.,



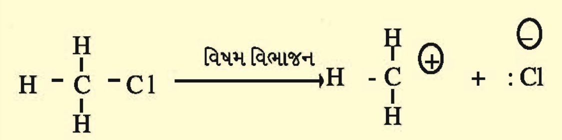
(1^0) (2^0) (3^0)

મુક્તમુલકોની સ્થિરતાનો ક્રમ $CH_3\cdot < 1^0 < 2^0 < 3^0$ છે, જે હાઈપરકોન્જ્યુગેશન દ્વારા સમજાવી શકાય.

(2) વિષમ વિભાજન (Heterolytic Fisson) :

જ્યારે જુદી જુદી વિદ્યુતઋણતા ધરાવતા બે પરમાણુ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી બનેલા સહસંયોજક બંધનું વિભાજન થતાં વધુ વિદ્યુતઋણ પરમાણુ-બંને ઈલેક્ટ્રૉન મેળવે છે અને

ઓછો વિદ્યુતઋણ પરમાણુ તેની ઊણપ અનુભવે છે. ત્યારે આ પ્રકારના વિભાજનને વિષમ વિભાજન કહે છે. જે પરમાણુ બંને ઇલેક્ટ્રૉન મેળવે તે ઋણ આયન અને જે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રૉનની ઊણપ અનુભવે તે ધન આયન બને છે. આમ વિષમ વિભાજનના પરિણામે ધન આયન અને ઋણ આયન છૂટા પડે છે. દા.ત,



અહીં C-Cl વચ્ચેના સહસંયોજક બંધનું વિભાજન થાય ત્યારે કાર્બન કરતાં ક્લોરિન પરમાણુની વિદ્યુતઋણતા વધુ હોવાથી વિભાજન દરમિયાન *Cl* પરમાણુ સહસંયોજક બંધના બંને ઇલેક્ટ્રૉન *Cl* મેળવી ઋણ આયન Cl^- બને છે. જ્યારે કાર્બન તેની ઊણપ અનુભવતો હોવાથી CH^+_3 ધન આયન બને છે.

7.12 ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી, કેન્દ્ર અનુરાગી, કાર્બોકેટાયન અથવા કાર્બોનિયમ આયન, કાર્બેનાયન

ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી (Electrophile) : સહસંયોજક બંધના વિષમ વિભાજનથી મળતો ધન વીજભાર ધરાવતો ભાગ (ધન આયન) અથવા કેટલાક તટસ્થ અણુઓ જે ઇલેક્ટ્રૉન સ્વીકારવાની ક્ષમતા ધરાવતા હોય છે તેને ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી કહે છે. ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગીને લુઈસ ઍસિડ પણ કહે છે. દા.ત.,

ધન આયન : $^+NO_2$, ^+Cl, $^+SO_3H$, $^+CH_3$, $^+CH_3CO$, ^+H, ^+H_3O વગેરે.

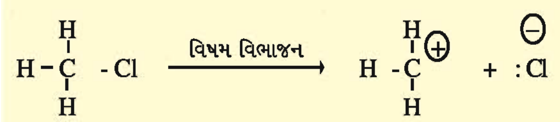
તટસ્થ અણુઓ $AlCl_3$, BF_3 , SO_3 વગેરે

કેન્દ્ર અનુરાગી (Nucleophile) : સહસંયોજક બંધના વિષમ વિભાજનથી મળતો ઋણ વીજભાર ધરાવતો ભાગ (ઋણ આયન) અથવા કેટલાક તટસ્થ અણુઓ જે ઇલેક્ટ્રૉન-યુગ્મ પ્રદાન કરવાની ક્ષમતા ધરાવતા હોય છે તેને કેન્દ્ર અનુરાગી કહે છે. કેન્દ્ર અનુરાગીને લુઈસ બેઈઝ પણ કહે છે. દા.ત.,

ઋણ આયનો : ^-X, $:^-OH$, $:^-CN$, $:^-NH_2$ વગેરે.

તટસ્થ અણુઓ : NH_3 , H_2O, R-OH , R-O-R , R_3N, R_2NH

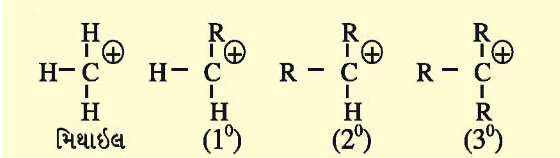
કાર્બોકેટાયન અથવા કાર્બોનિયમ આયન (Carbocation or Carbonium Ion) : કેટલાક પરમાણુઓનો બનેલો સમૂહ કે જેમાં કાર્બન પાસે છ ઇલેક્ટ્રૉન હોવાના કારણે તે ધન વીજભાર ધરાવે છે તેના સમૂહને કાર્બોકેટાયન અથવા કાર્બોનિયમ આયન કહે છે. તે ખૂબ જ સક્રિય હોય છે. તેનું આયુષ્ય ક્ષણિક હોય છે. દા.ત.,



કાર્બોકેટાયન

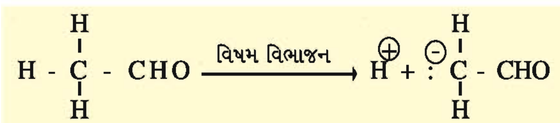
કાર્બોકેટાયનનું વર્ગીકરણ ત્રણ વિભાગમાં થાય છે : પ્રાથમિક (1^0), દ્વિતીયક (2^0) અને તૃતીયક (3^0)

ધન વીજભાર ધરાવતા કાર્બન સાથે સીધા જ જોડાયેલા એક, બે કે ત્રણ કાર્બન પ્રમાણે કાર્બોકેટાયન અનુક્રમે પ્રાથમિક, દ્વિતીયક કે તૃતીયક કહેવાય છે. દા.ત.,



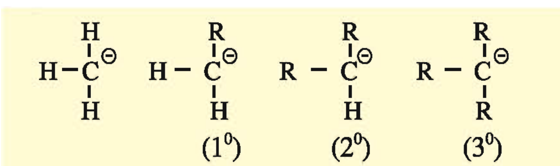
હવે મિથાઇલ (આલ્કાઇલ સમૂહ) +I પ્રેરક અસર ધરાવતા હોવાથી તે ધન વીજભાર ધરાવતા કાર્બનને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રદાન કરે છે. પરિણામે કાર્બનના ધન વીજભારમાં ઘટાડો થાય છે અને આલ્કાઇલ સમૂહ થોડે ઘણે અંશે ધન વીજભાર મેળવે છે. આમ, કાર્બનનો ધન વીજભાર તે આલ્કાઇલ સમૂહ ઉપર થોડે ઘણે અંશે વહેંચાય છે. આમ જેમ આલ્કાઇલ સમૂહની સંખ્યા વધુ તેમ કાર્બનનો વીજભાર વધુ, આલ્કાઇલ સમૂહ દ્વારા વહેંચાયેલો રહેતાં કાર્બનનો ધન વીજભાર ઘટે છે અને કાર્બનની (કાર્બોકેટાયન) સ્થિરતા વધે છે. તેથી કાર્બોકેટાયનની સ્થિરતાનો ક્રમ $CH^+_3 < 1^0 < 2^0 < 3^0$

કાર્બેનાયન (Carbanion) : કેટલાક પરમાણુઓનો બનેલો સમૂહ કે જેમાં કાર્બન પાસે આઠ ઇલેક્ટ્રૉન હોવાના કારણે ઋણ વીજભાર ધરાવે છે. તેવા સમૂહને કાર્બએનાયન કહે છે. તે ખૂબ જ સક્રિય હોય છે અને તેનું આયુષ્ય ક્ષણિક હોય છે. દા.ત.,



કાર્બેનાયન

કાર્બેનાયન ત્રણ પ્રકારના હોય છે. પ્રાથમિક (1^0), દ્વિતીયક (2^0) અને તૃતીયક (3^0) ઋણ વીજભાર ધરાવતા કાર્બન સાથે સીધા જોડાયેલા આલ્કાઇલ સમૂહની સંખ્યા એક, બે કે ત્રણ પ્રમાણે અનુક્રમે તે પ્રાથમિક (1^0), દ્વિતીયક (2^0) અને તૃતીયક (3^0) કાર્બેનાયન કહેવાય છે. દા.ત.,



હવે આલ્કાઈલ સમૂહ ધન પ્રેરક અસર (+ I પ્રેરક અસર) ધરાવતો હોવાથી તે ઇલેક્ટ્રૉનનું પ્રદાન કરે છે. પરિણામે કાર્બેનાયનના કાર્બન ઉપર ઋણ વીજભારની ઘનતા વધે છે અને તેથી સ્થિરતા ઘટે છે. જેમાં ઋણવીજભાર ધરાવતાં કાર્બન સાથે જોડાયેલા આલ્કાઈલ સમૂહની સંખ્યા વધે તેમ તેમ કાર્બેનાયનના કાર્બન પર ઋણ વીજભારની ઘનતા વધે છે અને તેથી સ્થિરતા ઘટે છે. તેથી કાર્બેનાયનની સ્થિરતાનો ક્રમ નીચે મુજબ છે.

$$\bar{C}H_3 > 1^0 > 2^0 > 3^0$$

7.13 કાર્બનિક પ્રક્રિયાઓના મુખ્ય પ્રકાર (Main Types of Organic Reactions)

કાર્બનિક પ્રક્રિયાઓના મુખ્ય ચાર પ્રકાર છે :

(1) વિસ્થાપન પ્રક્રિયા (Substitution reaction) : કાર્બનિક સંયોજનના અણુમાં રહેલ પરમાણુ કે પરમાણુઓના સમૂહનું અન્ય પરમાણુ કે પરમાણુઓના સમૂહ વડે વિસ્થાપન થાય તો તે પ્રક્રિયાને વિસ્થાપન પ્રક્રિયા કહે છે. દા.ત.,

$$\underset{\text{મિથેન}}{CH_4} + Cl_2 \xrightarrow{\text{પારજાંબલી}} \underset{\text{ક્લોરોમિથેન}}{CH_3Cl} + HCl$$

$$\underset{\text{આયોડો ઇથેન}}{CH_3 \cdot CH_2I} + KOH \rightarrow \underset{\text{ઇથેનોલ}}{CH_3CH_2OH} + KI$$

ઉપરોક્ત પ્રક્રિયાઓમાં મિથેનના -H નું વિસ્થાપન-Cl વડે અને આયોડોઇથેનના -I નું વિસ્થાપન -OH ક્રિયાશીલ સમૂહ વડે થાય છે.

(2) યોગશીલ પ્રક્રિયા (Addition reaction) : દ્વિ કે ત્રિબંધ ધરાવતા કાર્બનિક સંયોજનમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન દ્વિબંધ કે ત્રિબંધમાંનો π-બંધ તૂટી ત્રીજો અણુ ઉમેરાવાથી નવું કાર્બનિક સંયોજન બને છે. આ પ્રક્રિયાને યોગશીલ પ્રક્રિયા કહે છે. આ પ્રકારની પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકના બે અણુઓ જોડાઈને એક-એક અણુ ધરાવતી નીપજ મળે છે. દા.ત.,

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2 = CH_2} + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{1, 2 ડાયક્લોરો ઇથેન}}{\overset{Cl}{\overset{|}{C}}H_2 - \overset{Cl}{\overset{|}{C}}H_2}$$

અહીં π-બંધ તુટીને ક્લોરિનનો અણુ ઉમેરાય છે અને 1,2 ડાયક્લોરોઇથેન બને છે.

(3) વિલોપન પ્રક્રિયા (Elimination reaction) : કાર્બનિક સંયોજનમાં બાજુ બાજુમાં આવેલા બે કાર્બન પરમાણુ પરથી પરમાણુઓ કે પરમાણુઓનો સમૂહ અણુ સ્વરૂપે દૂર થઈ, પરિણામે બંને કાર્બન વચ્ચે નવો બંધ રચાય છે. આ પ્રક્રિયાને વિલોપન પ્રક્રિયા કહે છે.

$$\underset{\text{ઇથેનોલ}}{CH_3CH_2OH} \underset{\Delta}{\xrightarrow{Al_2O_3}} \underset{\text{ઈથિન}}{CH_2 = CH_2} + H_2O$$

$$\underset{\text{બ્રોમો ઇથેન}}{CH_3CH_2Br} \xrightarrow{\text{આલ્કોહોલિક-KOH}} \underset{\text{ઈથિન}}{CH_2 = CH_2} + KBr + H_2O$$

(4) પુનર્વિન્યાસ પ્રક્રિયા (Rearrangement reaction): કાર્બનિક સંયોજનના અણુમાં રહેલા પરમાણુ કે પરમાણુઓના સમૂહનું યોગ્ય પ્રક્રિયા પરિસ્થિતિમાં તે જ અણુમાં અન્ય સ્થાને સ્થાનાંતર થવાની ક્રિયાને પુનઃવિન્યાસ પ્રક્રિયા કહે છે. દા.ત.,

$$\underset{\text{n-બ્યુટેન}}{CH_3CH_2CH_2CH_3} \xrightarrow{[AlCl_3]} \underset{\text{આઈસો બ્યુટેન}}{CH_3-\overset{CH_3}{\overset{|}{C}}H-CH_3}$$

$$\underset{\text{બ્યુટ્ -1- ઇન}}{H_2C = CHCH_2CH_3} \underset{\text{ઉદ્દીપક}}{\xrightarrow{\text{ઍસિડ}}} \underset{\text{બ્યુટ્ -2- ઇન}}{CH_3-CH = CHCH_3}$$

સારાંશ

કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાન ખરેખર કાર્બન અને હાઇડ્રોજનથી બનેલ હાઇડ્રોકાર્બન; તેમજ તેમાંના હાઇડ્રોજનના વિસ્થાપનથી મળતા અનેક પ્રકારનાં સંયોજનોનું બનેલું છે. કાર્બનની ચતુઃસંયોજકતા, કાર્બનિક અણુના બંધારણની માહિતી આપે છે. કાર્બનમાં થતાં sp^3, sp^2, sp સંકરણથી આલ્કેન, આલ્કીન અને આલ્કાઇન અણુના આકારની માહિતી મળે છે તેમજ તેમાં આવેલા σ અને π-બંધની પણ માહિતી આપે છે. સમાનધર્મી શ્રેણી અને તેની લાક્ષણિકતાઓનો અભ્યાસ કાર્બનિક સંયોજનોના ગુણધર્મ સમજવા માટે ઉપયોગી છે. સમઘટકતા અને તેના વિવિધ પ્રકારની વિસ્તૃત માહિતી અને કાર્બનિક સંયોજનના બંધારણને સરળતાથી રજૂઆત માટેની બંધરેખા પદ્ધતિનો અભ્યાસ કરવાથી તેના પરથી તેનું પૂર્ણ બંધારણીય સૂત્ર મેળવીને IUPAC નામકરણ કરી શકાય છે. જુદા જુદા ક્રિયાશીલ સમૂહ ધરાવતા અસંખ્ય કાર્બનિક સંયોજનોના નામકરણ માટે IUPAC સંસ્થા દ્વારા દર્શાવેલા નિયમો પરથી સંયોજનનું નામકરણ અથવા નામકરણ પરથી બંધારણની માહિતી મળે છે. કાર્બનિક સંયોજનોમાં પ્રેરક અસર, ઇલેક્ટ્રૉમેરિક અસર, મેસોમેરિક અસર અને હાઇપરકોન્જ્યુગેશન કેટલાક કાર્બનિક અણુ કે આયનની સ્થિરતા સમજવા માટે અને કેટલીક રાસાયણિક પ્રક્રિયાના અભ્યાસ માટે ઉપયોગી છે. કાર્બનિક સંયોજનમાં આવેલ સહસંયોજક બંધનું સમ અને વિષમ વિભાજન થતાં ઉદ્ભવતા મુક્તમુલકો, ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી અને કેન્દ્ર અનુરાગી પ્રક્રિયકોની સમજણ આપે છે અને કાર્બનિક પ્રક્રિયાના મુખ્યત્વે ચાર પ્રકાર છે જે ઘણી બધી પ્રક્રિયાઓ તેના દ્વારા સમજી શકાય છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) બ્યુટ્-1-ઈન અણુમાં આવેલા કાર્બનમાં કયા પ્રકારનું સંકરણ આવેલું છે ?

(A) sp^3 (B) sp^2

(C) sp^3 અને sp^2 (D) sp

(2) પેન્ટ્-2-આઇનમાં કેટલા σ અને π-બંધ આવેલા છે ?

(A) $10\sigma, 2\pi$ (B) $12\sigma, 2\pi$

(C) $15\sigma, 2\pi$ (D) $13\sigma, 2\pi$

(3) કયો અણુ સૌથી લાંબી કાર્બન-શૃંખલા ધરાવે છે ?

(A) નિયો પેન્ટેન (B) આઇસો પેન્ટેન

(C) નિયો હેક્ઝેન (D) n- પેન્ટેન

(4)

નું IUPAC નામ શું થશે ?

(A) 2, 3- ડાય મિથાઈલ-7 બ્રોમો ઑક્ટેન (B) 2-બ્રોમો-5, 6-ડાયમિથાઈલ ઑક્ટેન

(C) 2-બ્રોમો-6, 7-ડાયમિથાઈલ ઑક્ટેન (D) 1-બ્રોમો-5, 6-ડાયમિથાઈલ હેપ્ટેન

(5) હેક્ઝેન કેટલા બંધારણીય સમઘટકો ધરાવે છે ?

(A) 6 (B) 5

(C) 4 (D) 9

(6) વિષમ વિભાજનથી પ્રાપ્ત થતી નીપજ કઈ હશે ?

(A) ઈલેક્ટ્રૉફાઈલ (B) ન્યુક્લિઓફાઈલ

(C) કાર્બોનિયમ આયન (D) બધા જ

(7) કયો ઘટક ન્યુક્લિઓ ફાઈલ છે ?

(A) ROH (B) CH_3CN

(C) CH_3NH_2 (D) બધા જ

(8) કયો મુક્તમુલક સૌથી વધુ સ્થાયી હશે ?

(A) $RCH_2^{\bullet}$ (B) $R_2C.H^{\bullet}$

(C) $R_3C^{\bullet}$ (D) $CH_3^{\bullet}$

(9) કયા અણુમાં બે કાર્બન વચ્ચેનું અંતર સૌથી ઓછું હશે ?

(A) C_2H_6 (B) C_2H_4

(C) C_2H_2 (D) C_4H_8

(10) કયા અણુમાં આવેલા બધા જ કાર્બનમાં એક જ પ્રકારનું સંકરણ છે ?

(A) ઈથાઈન (B) પ્રોપિન

(C) પ્રોપ્-1-આઇન (D) બ્યુટ્-2-ઈન

(11) ઈથિનની યોગશીલ પ્રક્રિયા થતાં તેમાં રહેલ કાર્બન પરમાણુઓનું સંકરણ બદલાઈને કયું થાય છે ?

(A) sp^2 થી sp^3 (B) sp^3 થી sp^2

(C) sp થી sp^3 (D) sp^3 થી sp

(12) $CH_3CONH_2 \xrightarrow{P_2O_5} CH_3CN$ કાર્બોનિલ કાર્બનનું સંકરણ બદલાઈને કયું થાય છે ?

(A) sp^3 થી sp^2 (B) sp^2 થી sp^3

(C) sp^2 થી sp (D) sp થી sp^2

(13) ઈથેનાલ અને વિનાઈલ આલ્કોહૉલ કયા પ્રકારની સમઘટકતાનાં ઉદાહરણો છે ?

(A) મેટામેરિઝમ (B) ચલરૂપકતા

(C) સ્થાન સમઘટકતા (D) ક્રિયાશીલ સમૂહ સમઘટકતા

(14) કયા પ્રકારની પ્રક્રિયામાં બે કાર્બન વચ્ચે નવો π બંધ ઉમેરાય છે ?

(A) વિસ્થાપન (B) યોગશીલ

(C) વિલોપન (D) પુનઃવિન્યાસ

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) સંકરણ એટલે શું ?

(2) મિથેન અણુનો આકાર અને બંધકોણ લખો.

(3) ઈથાઈન અણુમાં સંકરણનો પ્રકાર અને બંધની લંબાઈ લખો.

(4) ક્રિયાશીલ સમૂહ સમઘટકતાનું ઉદાહરણ લખો.

(5) બ્યુટેનના સમઘટક દોરો.

(6) C_3H_6O ના સમઘટક દોરો.

(7) $C_4H_{10}O$ ના સમઘટક દોરો.

(8) $-I$ અસર દર્શાવતાં બે ઉદાહરણો લખો.

(9) CO_2 ના સંસ્પદન બંધારણ દોરો.

(10) મુક્તમુલકો એટલે શું ?

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) વ્હોલરે કઈ માન્યતા ફગાવી દીધી ? ઉદાહરણ આપો.

(2) પ્રેરક અસર એટલે શું ? સમજાવો.

(3) ઈલેક્ટ્રોમેરિક અસર એટલે શું ? સમજાવો.

(4) પ્રોપિન માટે હાઈપરકોન્જ્યુગેશન સમજાવો.

(5) સમવિભાજન એટલે શું ? સમજાવો.

(6) કાર્બોકેટાયન અને કાર્બનાયન સમજાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર લખો :

(1) યોગ્ય ઉદાહરણ દ્વારા સંકૃત કક્ષકોનો આકાર અને π - બંધ સમજાવો.

(2) સમાનધર્મી શ્રેણી એટલે શું ? તેની લાક્ષણિકતાઓ જણાવો.

(3) બંધારણીય સમઘટકતાના પ્રકારો જણાવી ટૂંકમાં સમજાવો.

(4) સહસંયોજક બંધમાંના ઈલેક્ટ્રૉનના વિભાજનની રીતો સમજાવો.

(5) કાર્બનિક પ્રક્રિયાઓના પ્રકારો સમજાવો.

(6) IUPAC નામ આપો : (1) $CH_3CH_2CH_2CONH_2$ (2) $CH_3CH_2OCH_2CH_3$

(3) $CH_3CH_2CH_2CH_2CN$ (4) $CH_3CH_2CH_2COOCH_3$

(5) $CH_3CH=CH\text{-}C\equiv CCH_2OH$

પરિશિષ્ટ 1

તત્ત્વના પરમાણ્વિય-ક્રમાંક અને મોલરદળ

તત્ત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ$^{-1}$)
Actinium	Ac	89	227.03
Aluminium	Al	13	26.98
Americium	Am	95	(243)
Antimony	Sb	51	121.75
Argon	Ar	18	39.95
Arsenic	As	33	74.92
Astatine	At	85	210
Barium	Ba	56	137.34
Berkelium	Bk	97	(247)
Beryllium	Be	4	9.01
Bismuth	Bi	83	208.98
Bohrium	Bh	107	(264)
Boron	B	5	10.81
Bromine	Br	35	79.91
Cadmium	Cd	48	112.40
Caesium	Cs	55	132.91
Calcium	Ca	20	40.08
Californium	Cf	98	251.08
Carbon	C	6	12.01
Cerium	Ce	58	140.12
Chlorine	Cl	17	35.45
Chromium	Cr	24	52.00
Cobalt	Co	27	58.93
Copper	Cu	29	63.54
Curium	Cm	96	247.07
Dubnium	Db	105	(263)
Dysprosium	Dy	66	162.50

તત્ત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ$^{-1}$)
Einsteinium	Es	99	(252)
Erbium	Er	68	167.26
Europium	Eu	63	151.96
Fermium	Fm	100	(257.10)
Fluorine	F	9	19.00
Francium	Fr	87	(223)
Gadolinium	Gd	64	157.25
Gallium	Ga	31	69.72
Germanium	Ge	32	72.61
Gold	Au	79	196.97
Hafnium	Hf	72	178.49
Hassium	Hs	108	(269)
Helium	He	2	4.00
Holmium	Ho	67	164.93
Hydrogen	H	1	1.0079
Indium	In	49	114.82
Iodine	I	53	126.90
Iridium	Ir	77	192.2
Iron	Fe	26	55.85
Krypton	Kr	36	83.80
Lanthanum	La	57	138.91
Lawrencium	Lr	103	(262.1)
Lead	Pb	82	207.19
Lithium	Li	3	6.94
Lutetium	Lu	71	174.96
Magnesium	Mg	12	24.31
Manganese	Mn	25	54.94

તત્ત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વિય - ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ$^{-1}$)
Meitneium	Mt	109	(268)
Mendelevium	Md	101	258.10
Mercury	Hg	80	200.59
Molybdenum	Mo	42	95.94
Neodymium	Nd	60	144.24
Neon	Ne	10	20.18
Neptunium	Np	93	(237.05)
Nickel	Ni	28	58.71
Niobium	Nb	41	92.91
Nitrogen	N	7	14.0067
Nobelium	No	102	(259)
Osmium	Os	76	190.2
Oxygen	O	8	16.00
Palladium	Pd	46	106.4
Phosphorus	P	15	30.97
Platinum	Pt	78	195.09
Plutonium	Pu	94	(244)
Polonium	Po	84	210
Potassium	K	19	39.10
Praseodymium	Pr	59	140.91
Promethium	Pm	61	(145)
Protactinium	Pa	91	231.04
Radium	Ra	88	(226)
Radon	Rn	86	(222)
Rhenium	Re	75	186.2
Rhodium	Rh	45	102.91
Rubidium	Rb	37	85.47
Ruthenium	Ru	44	101.07
Rutherfordium	Rf	104	(261)

તત્ત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વિય - ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ$^{-1}$)
Samarium	Sm	62	150.35
Scandium	Sc	21	44.96
Seaborgium	Sg	106	(266)
Selenium	Se	34	78.96
Silicon	Si	14	28.08
Silver	Ag	47	107.87
Sodium	Na	11	22.99
Strontium	Sr	38	87.62
Sulphur	S	16	32.06
Tantalum	Ta	73	180.95
Technetium	Tc	43	(98.91)
Tellurium	Te	52	127.60
Terbium	Tb	65	158.92
Thallium	Tl	81	204.37
Thorium	Th	90	232.04
Thulium	Tm	69	168.93
Tin	Sn	50	118.69
Titanium	Ti	22	47.88
Tungsten	W	74	183.85
Ununbium	Uub	112	(277)
Ununnilium	Uun	110	(269)
Unununium	Uuu	111	(272)
Uranium	U	92	238.03
Vanadium	V	23	50.94
Xenon	Xe	54	131.30
Ytterbium	Yb	70	173.04
Yttrium	Y	39	88.91
Zinc	Zn	30	65.37
Zirconium	Zr	40	91.22

(કૌંસમાં દર્શાવેલ મોલરદળનું મૂલ્ય સૌથી વધુ અર્ધ આયુષ્ય ધરાવતા સમસ્થાનિકોનું છે.)

પરિશિષ્ટ 2

તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	[He] $2s^1$
Be	4	[He] $2s^2$
B	5	[He] $2s^2\ 2p^1$
C	6	[He] $2s^2 2p^2$
N	7	[He] $2s^2 2p^3$
O	8	[He] $2s^2 2p^4$
F	9	[He] $2s^2 2p^5$
Ne	10	[He] $2s^2 2p^6$
Na	11	[Ne] $3s^1$
Mg	12	[Ne] $3s^2$
Al	13	[Ne] $3s^2 3p^1$
Si	14	[Ne] $3s^2 3p^2$
P	15	[Ne] $3s^2 3p^3$
S	16	[Ne] $3s^2 3p^4$
Cl	17	[Ne] $3s^2 3p^5$
Ar	18	[Ne] $3s^2 3p^6$
K	19	[Ar] $4s^1$
Ca	20	[Ar] $4s^2$
Sc	21	[Ar] $3d^1 4s^2$
Ti	22	[Ar] $3d^2 4s^2$
V	23	[Ar] $3d^3 4s^2$
*Cr	24	[Ar] $3d^5 4s^1$
Mn	25	[Ar] $3d^5 4s^2$
Fe	26	[Ar] $3d^6 4s^2$

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના
Co	27	[Ar] $3d^7 4s^2$
Ni	28	[Ar] $3d^8 4s^2$
*Cu	29	[Ar] $3d^{10} 4s^1$
Zn	30	[Ar] $3d^{10} 4s^2$
Ga	31	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$
Ge	32	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$
As	33	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$
Se	34	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^4$
Br	35	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$
Kr	36	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^6$
Rb	37	[Kr] $5s^1$
Sr	38	[Kr] $5s^2$
Y	39	[Kr] $4d^1 5s^2$
Zr	40	[Kr] $4d^2 5s^2$
Nb	41	[Kr] $4d^3\ 5s^2$
*Mo	42	[Kr] $4d^5\ 5s^1$
Tc	43	[Kr] $4d^5\ 5s^2$
Ru	44	[Kr] $4d^6\ 5s^2$
Rh	45	[Kr] $4d^7\ 5s^2$
Pd	46	[Kr] $4d^8\ 5s^2$
*Ag	47	[Kr] $4d^{10} 5s^1$
Cd	48	[Kr] $4d^{10} 5s^2$
In	49	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^1$
Sn	50	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$
Sb	51	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$
Te	52	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^4$

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના
I	53	[Kr] $4d^{10}5s^{2}5p^{5}$
Xe	54	[Kr] $4d^{10}5s^{2}5p^{6}$
Cs	55	[Xe] $6s^{1}$
Ba	56	[Xe] $6s^{2}$
*La	57	[Xe] $5d^{1}6s^{2}$
*Ce	58	[Xe] $4f^{2}6s^{2}$
Pr	59	[Xe] $4f^{3}6s^{2}$
Nd	60	[Xe] $4f^{4}6s^{2}$
Pm	61	[Xe] $4f^{5}6s^{2}$
Sm	62	[Xe] $4f^{6}6s^{2}$
Eu	63	[Xe] $4f^{7}6s^{2}$
*Gd	64	[Xe] $4f^{7}5d^{1}6s^{2}$
Tb	65	[Xe] $4f^{9}6s^{2}$
Dy	66	[Xe] $4f^{10}6s^{2}$
Ho	67	[Xe] $4f^{11}6s^{2}$
Er	68	[Xe] $4f^{12}6s^{2}$
Tm	69	[Xe] $4f^{13}6s^{2}$
Yb	70	[Xe] $4f^{14}6s^{2}$
Lu	71	[Xe] $4f^{14}5d^{1}6s^{2}$
Hf	72	[Xe] $4f^{14}5d^{2}6s^{2}$
Ta	73	[Xe] $4f^{14}5d^{3}6s^{2}$
*W	74	[Xe] $4f^{14}5d^{5}6s^{1}$
Re	75	[Xe] $4f^{14}5d^{5}6s^{2}$
Os	76	[Xe] $4f^{14}5d^{6}6s^{2}$
Ir	77	[Xe] $4f^{14}5d^{7}6s^{2}$
*Pt	78	[Xe] $4f^{14}5d^{9}6s^{1}$
*Au	79	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{1}$
Hg	80	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}$
Tl	81	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{1}$

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય-ક્રમાંક	ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના
Pb	82	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{2}$
Bi	83	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{3}$
Po	84	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{4}$
At	85	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{5}$
Rn	86	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{2}6p^{6}$
Fr	87	[Rn] $7s^{1}$
Ra	88	[Rn] $7s^{2}$
Ac	89	[Rn] $6d^{1}7s^{2}$
Th	90	[Rn] $6d^{2}7s^{2}$
Pa	91	[Rn] $5f^{2}6d^{1}7s^{2}$
U	92	[Rn] $5f^{3}6d^{1}7s^{2}$
Np	93	[Rn] $5f^{4}6d^{1}7s^{2}$
Pu	94	[Rn] $5f^{6}7s^{2}$
Am	95	[Rn] $5f^{7}7s^{2}$
Cm	96	[Rn] $5f^{7}6d^{1}7s^{2}$
Bk	97	[Rn] $5f^{8}6d^{1}7s^{2}$
Cf	98	[Rn] $5f^{10}7s^{2}$
Es	99	[Rn] $5f^{11}7s^{2}$
Fm	100	[Rn] $5f^{12}7s^{2}$
Md	101	[Rn] $5f^{13}7s^{2}$
No	102	[Rn] $5f^{14}7s^{2}$
Lr	103	[Rn] $5f^{14}6d^{1}7s^{2}$
Rf	104	[Rn] $5f^{14}6d^{2}7s^{2}$
Db	105	[Rn] $5f^{14}6d^{3}7s^{2}$
Sg	106	[Rn] $5f^{14}6d^{4}7s^{2}$
Bh	107	[Rn] $5f^{14}6d^{5}7s^{2}$
Hs	108	[Rn] $5f^{14}6d^{6}7s^{2}$
Mt	109	[Rn] $5f^{14}6d^{7}7s^{2}$

* અપવાદરૂપ ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ધરાવતાં તત્ત્વો

પરિશિષ્ટ 3

ભૌતિક અચળાંકો

રાશિ	સંજ્ઞા	રૂઢિગત એકમ	SI-એકમ
ગુરુત્વપ્રવેગ (Acceleration of gravity)	g	980.6 cm s^{-1}	9.806 m s^{-1}
પરમાણ્વિય દળ એકમ (પરમાણુમાં 12 મા ભાગનું દળ) (Atomic mass unit 1/12 of the mass of ^{12}C atom)	amu or u	1.6606×10^{-24} g	1.6606×10^{-27} kg
એવોગેડ્રો અચળાંક (Avogadro constant)	N_A	6.022×10^{23} particles mol^{-1}	6.022×10^{23} particles mol^{-1}
બોહ્ર ત્રિજ્યા (Bohr radius)	a_0	0.52918 A^0 5.2918×10^{-9} m	5.2918×10^{-11} m
બોલ્ટ્ઝમેન અચળાંક (Boltaman Constant)	K	1.3807×10^{-16} $ergK^{-1}$	1.3807×10^{-23} J K^{-1}
ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર દળનો ગુણોત્તર (charge -to-mass ratio of electron)	e/m	1.7588×10^{8} coulomb g^{-1}	1.7588×10^{8} C kg^{-1}
ઈલેક્ટ્રોન વીજભાર (Electron charge)	e	1.60219×10^{-19} coulomb 4.8033×10^{-19} esu	1.60219×10^{-19} C
ઈલેક્ટ્રોનનું દળ (Electron Rest mass)	m_e	9.10952×10^{-28} g	9.10952×10^{-31} kg
ફેરાડે અચળાંક (Faraday constant)	F	96,487 $colombseq^{-1}$ 23.06 $kcalvolt^{-1}.eq^{-1}$	96,487 $C(mol.e^{-})^{-1}$ 96487 $JV^{-1}.(mol.e^{-})^{-1}$
વાયુ અચળાંક (Gas constant)	R	0.8206 Latm $mol^{-1}K^{-1}$ 1.987 Cal $mol^{-1}K^{-1}$	8.3145 k Pa $dm^3mol^{-1}K^{-1}$ 8.3145 J $mol^{-1}K^{-1}$
અણુકદ (Molar volume) (STP)	v_m	22.710981 L mol^{-1}	22.710981×10^{-3} $m^3 mol^{-1}$ 22.710981 $dm^3 mol^{-1}$
ન્યુટ્રોનનું દળ (Neutron rest mass)	m_n	1.67495×10^{-24} g 1.008665 u	1.67495×10^{-27} kg
પ્લાન્ક અચળાંક (Planck constant)	h	6.6262×10^{-27} erg	6.6262×10^{-34} Js
પ્રોટોનનું દળ (Proton rest mass)	m_p	1.6726×10^{-24} g 1.007277 u	1.6726×10^{-27} kg
રીડબર્ગ અચળાંક (Rydberg constant)	R_∞	3.289×10^{15} cycles s^{-1} 2.1799×10^{-11} erg	1.0974×10^{7} m^{-1} 2.1799×10^{-18} J
પ્રકાશનો વેગ (શૂન્યાવકાશમાં) (Speed of light in a vacuum)	C	2.9979×10^{10} cm s^{-1} (186,281 mile $seond^{-1}$)	2.9979×10^{8} ms^{-1}

$\pi = 3.1416$ 2.303 R= 4.576 cal mol^{-1}, K = 19.15 J mol^{-1} K^{-1}

e = 2.71828 2.303 RT (at 25^0C) = 1364 cal mol^{-1}= 5709 J mol^{-1}*l*

ln X = 2.303 log X

પરિશિષ્ટ 4

કેટલાંક ઉપયોગી રૂપાંતર ગુણક

દળ અને વજનના સામાન્ય એકમો

1 pound = 453.59 grams

1 pound = 453.59 grams = 0.45359 kilogram

1 kilogram = 1000 grams = 2.205 pounds

1 gram = 10 decigrams = 100 centigrams

= 1000 milligrams

1 gram = 6.022×10^{23} atomic mass units or u

1 atomic mass units = 1.6606×10^{-24} gram

1 metric ton = 1000 kilograms

= 2205 pounds

કદ માટેના સામાન્ય એકમો

1 quart = 0.9463 litre

1 litre = 1.056 quarts

1 litre = 1 cubic decimetre = 1000 cubic centimetres = 0.001 cubic metre

1 millilitre = 1 cubic centimetre = 0.001 litre

= 1.056×10^{-3} quart

1 cubic foot = 28.316 litres = 29.902 quarts

= 7.475 gallons

ઊર્જાના સામાન્ય એકમો

1 joule = 1 x 10^7 ergs

1 thermochemical calorie

= 4.184 joules

= 4.184×10^7 ergs

= 4.129 x 10^{-2} litre-atmosphere

= 2.612 x 10^{19} electron volts

1 erg = 1×10^{-7} joule = 2.3901×10^{-8} calorie

1 electron volt = 1.6022×10^{-19} joule

= 1.6022×10^{-12} erg

= 96.487 kJ/mol

1 litre-atmosphere = 24.217 calories

= 101.32 joules

= 1.0132×10^9 ergs

1 British Thermal Unit = 1055.06 joules

= 1.05506×10^{10} ergs

= 252.2 calories

લંબાઈના સામાન્ય એકમો

1 inch = 2.54 centimetres (exactly)

1 mile = 5280 feet = 1.609 kilometres

1 yard = 36 inches = 0.9144 metre

1 metre = 100 centimetres = 39.37 inches

= 3.281 feet

= 1.094 yards

1 kilometre = 1000 metres = 1094 yards

= 0.6215 mile

1 angstrom = 1.0×10^{-8} centimetre

= 0.10 nanometre

= 1.0×10^{-10} metre

= 3.937×10^{-9} inch

દબાણ અને બળના સામાન્ય એકમો

1 atmosphere = 760 millimetres of mercury

= 1.013×10^5 pascal

= 14.70 pounds per square inch

1 bar = 10^5 pascals

1 torr = 1 milimetre of mercury

1 pascal = 1kg/ms^2 = 1N/m^2

તાપમાન (SI) આધારિત એકમ કેલ્વિન(K)

K= 273.15^{0}C

K = ^{0}C + 273.15

$^0F = 1.8(^0C) + 32$

$$^0C = \frac{^0F - 32}{1.8}$$

પરિશિષ્ટ 5

21મી સદીના નોબૅલ પારિતોષિક વિજેતા (રસાયણવિજ્ઞાન)

વર્ષ	વૈજ્ઞાનિક	જન્મસ્થળ (જન્મતારીખ)	કાર્યનું સ્થળ	સંશોધન કાર્ય
2001	કે. બેરી શાર્પલેસ રાયૉજી નોયોરિ વિલિયમ એસ. નોલ્સ	યુએસએ (28-4-1944) જાપાન (3-9-1938) યુએસએ(1-6-1917)	યુએસએ જાપાન યુએસએ	કિરેલીય ઉત્પ્રેરિત હાઇડ્રોજનીકરણ પ્રક્રિયાઓનો અભ્યાસ
2002	જહૉન બી. ફેન કોઈચ તનાકા કર્ટ વુથરિક	યુએસએ (15-6-1917) જાપાન (3-8-1959) સ્વીટ્ઝરલૅન્ડ (4-10-1938)	યુએસએ જાપાન યુએસએ	દ્રાવણમાં રહેલા જૈવિક બૃહદ્ અણુના ત્રિપરિમાણીય બંધારણ નક્કી કરવા માટે કેન્દ્રિય ચુંબકીય અનુનાદ (NMR) સ્પેક્ટ્રમિતીનો વિકાસ
2003	પીટર અગ્રેનો રોડરિક મૅકીનૉન	યુએસએ (30-1-1949) યુએસએ (19-2-1956)	યુએસએ યુએસએ	વૉટર ચેનલ્સની શોધ (કોષ ત્વચાઓમાંથી પાણી અને આયનોનું વહન)
2004	ઍરોન ચિચ્નોવર અવરમ હર્ષકો ઇરવીન રોઝ	ઇઝરાયલ (1-10-1947) હંગેરી (31-12-1937) યુએસએ (16-7-1926)	ઇઝરાયલ ઇઝરાયલ યુએસએ	યુબીક્વિટીન મેડિએટેડ પ્રોટીન વિઘટનની શોધ
2005	યવેસ ચૌવીન રોબર્ટ એચ. ગ્રુબસ રીચાર્ડ આર. શ્રોફ	ફ્રાન્સ (10-10-1930) યુએસએ (27-2-1942) યુએસએ (4-1-1945)	ફ્રાન્સ યુએસએ યુએસએ	કાર્બનિક સંશ્લેષણમાં વિનિમય (metathesis) પદ્ધતિનો વિકાસ
2006	રોજર ડી. કોર્નબેર્ગ	યુએસએ (26-4-1947)	યુએસએ	અનુકોષકેન્દ્રી (યુકેરીઓરીક) અનુલેખન (ટ્રાન્સક્રીપ્સન) માટેની ક્રિયાવિધિ અને નિયમન અંગેનો અભ્યાસ
2007	જેરહાર્ડ અર્લ	જર્મની (10-10-1936)	જર્મની	ઘનપૃષ્ઠ પર રાસાયણિક પ્રવિધિઓનો અભ્યાસ
2008	ઓસાયુ શીમોસુરા માર્ટિન ચીલ્ફીએ રોગેર વાય. ત્સીએન	જાપાન (1928) યુએસએ (1947) યુએસએ (1-2-1952)	યુએસએ યુએસએ યુએસએ	ગ્રીન ફ્લુરેસેન્ટ પ્રોટીનની શોધ અને વિકાસ
2009	વેંકટરામન રામાક્રિષ્નન થોમસ એ. સ્ટેઇઝ અદા ઇ. યોનાથ	ભારત(તમિલનાડુ) (1952) યુએસએ (23-8-1940) ઇઝરાયલ (22-6-1939)	યુ.કે. યુએસએ ઇઝરાયલ	રીબોઝોમના બંધારણ અને કાર્યનો અભ્યાસ

• • •