ગુજરાત રાજ્યના શિક્ષણવિભાગના પત્ર-ક્રમાંક
મશબ/1211/414/છ, તા. 15-9-2011-થી મંજૂર

રસાયણવિજ્ઞાન

ધોરણ 11

(સિમેસ્ટર II)

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

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

અનુવાદ
ડૉ. આઇ. એમ. ભટ્ટ
શ્રી જે. પી. દવે
ડૉ. મયૂર સી. શાહ
ડૉ. જાગૃતિબહેન પટેલ
શ્રીમતી શોભનાબહેન એમ. ઠક્કર
શ્રી સી. આઇ. પટેલ

સમીક્ષા
શ્રી એ. આઇ. પટેલ
શ્રી એચ. એમ. પટેલ
શ્રી એ. એસ. પટેલ
શ્રી આઇ. એચ. કુરેશી
શ્રી એચ. કે. પટેલ
શ્રી શેખર બી. ગોર
શ્રી બી. એ. નાયક

ભાષાશુદ્ધિ
શ્રી બંસીભાઈ 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 II)**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.

મૂળ અંગ્રેજીમાં લખાયેલ પાઠ્યપુસ્તકનો આ 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 — નિયામક — તા.05-08-2015

સુજીત ગુલાટી IAS — કાર્યવાહક પ્રમુખ — ગાંધીનગર

પ્રથમ આવૃત્તિ : 2011, પુનમુદ્રણ : 2012, 2013, 2014, 2015
પ્રકાશક : ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, 'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર વતી 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.	રાસાયણિક બંધન અને આણ્વિય રચના	1
2.	દ્રવ્ય-અવસ્થા : વાયુ અને પ્રવાહી	32
3.	ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર	64
4.	સંતુલન	93
5.	p – વિભાગનાં કેટલાંક તત્ત્વો–I	128
6.	હાઇડ્રોકાર્બન	156
7.	પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન	187
●	પારિભાષિક શબ્દો	205

આ પાઠ્યપુસ્તક વિશે...

કેન્દ્ર સરકાર તરફથી નક્કી કરવામાં આવ્યું છે કે, રાષ્ટ્રીય કક્ષાએ ઉચ્ચ અભ્યાસ અર્થે એક જ સ્પર્ધાત્મક પરીક્ષા લેવામાં આવશે. આ આયોજનના પરિણામ-સ્વરૂપે કોર-કરિક્યુલમની રચના થઈ. આનો અર્થ એમ હતો કે, રાષ્ટ્રીય સ્પર્ધાત્મક પરીક્ષા માટે એકસરખો જ અભ્યાસક્રમ વિજ્ઞાનપ્રવાહના વિષયોમાં હોવો જોઈએ. આથી NCF-2005 મુજબ પુસ્તક તૈયાર કરવામાં આવે તો જ એકસરખો અભ્યાસક્રમ સંભવી શકે.

આથી ગુજરાત રાજ્ય માધ્યમિક અને ઉચ્ચતર માધ્યમિક શિક્ષણ બોર્ડ તરફથી તજ્જ્ઞો અને શિક્ષકો દ્વારા કોર-કરિક્યુલમના અને NCF-2005ના આધારે રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસક્રમ તૈયાર કરવામાં આવ્યો.

ગુજરાત રાજ્ય સરકાર 'ભાર વિનાનું ભણતર' યોજના માટે પ્રયત્નશીલ હોવાથી સિમેસ્ટર પદ્ધતિ વિદ્યાર્થીને રાહત આપશે. ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ તરફથી આ વિષય શીખવતા, પોતાનો શૈક્ષણિક અનુભવ તથા ઉચ્ચતર માધ્યમિક શિક્ષણ બોર્ડની પરીક્ષા અને ગુજકેટ પરીક્ષાના પ્રશ્નપત્રો કાઢવાના અનુભવી એવા શિક્ષકો, શાળા તથા કૉલેજ સ્તરેથી પસંદ કરી તેમની તજ્જ્ઞતાનો લાભ વિદ્યાર્થીઓને મળે તેવી હકારાત્મક ગોઠવણી કરી. આ પુસ્તકના લેખનકાર્ય સાથે સંકળાયેલા લેખકોએ ઉપર્યુક્ત બધાં જ પાસાં ધ્યાનમાં રાખી ચર્ચા-વિચારણા સાથે એકમો લખ્યા. જેનું અન્ય શિક્ષકો, તજ્જ્ઞો અને પરામર્શકો દ્વારા પરામર્શન કરવામાં આવ્યું તથા યોગ્ય સુધારાવધારા કરી આ પુસ્તક રાષ્ટ્રીય કક્ષાએ ઉપયોગી નીવડે તેવું બનાવવા પ્રયત્ન કર્યો છે.

એક મહત્ત્વની બાબત ઉમેરવામાં આવી છે કે, આ નવા પુસ્તકમાં કેટલાક શબ્દોમાં ફેરફાર સ્વીકાર્યા છે. જેમકે પરમાણુભારને બદલે પરમાણ્વિય દળ, અણુભારને બદલે આણ્વિય દળ, ઊર્જાને બદલે એન્થાલ્પી, વાતાવરણને બદલે બાર તથા પાસ્કલના એકમના ઉપયોગ. Reactivity એટલે પ્રતિક્રિયાત્મકતા જેવા શબ્દો અપરિચિત લાગશે પણ આધુનિક અભ્યાસક્રમમાં સમાવેશ જરૂરી જણાયા છે. આ ઉપરાંત પ્રવર્તમાન પુસ્તકમાંના નામકરણ, પદ્ધતિ એકમો વગેરેને બદલે NCERTમાં સમાવિષ્ટ આધુનિક SI એકમોનો ઉપયોગ કરવામાં આવ્યો છે. આ થોડુંઘણું નવીન જણાશે પણ સ્પર્ધાત્મક પરીક્ષામાં ખૂબ જ ઉપયોગી હોઈ તથા વર્તમાન શિક્ષણના તરાહમાં સિદ્ધિ મેળવવા અને નવા પડકારોનો સામનો કરવા તેને સ્વીકારવું જ રહ્યું.

AIEEE, JEE, NEET વગેરે સ્પર્ધાત્મક પરીક્ષાઓના પ્રશ્નપત્રોમાં SI એકમોનો જ ઉપયોગ થાય છે. આપણી ગુજકેટની પરીક્ષામાં SI એકમોનો ઉપયોગ થતો ન હોવાથી વિદ્યાર્થીઓને ઉપર્યુક્ત સ્પર્ધામાં મુશ્કેલી પડતી હતી પણ અમને ખાતરી છે કે, વિદ્યાર્થીઓ હવે રાષ્ટ્રીય કક્ષાએ ગુજરાતનું નામ ગૌરવવંતુ કરશે.

આ પુસ્તકમાં વિષયવસ્તુ, રજૂઆત, દાખલા વગેરેનો સમાવેશ એ રીતે કરવામાં આવ્યો છે કે, જેનાથી શિક્ષકો અને વિદ્યાર્થીઓને વિષય સમજવામાં સરળતા રહેશે. દરેક તબક્કે સરળતા રાખવાનો પ્રયત્ન કર્યો છે. તેમ છતાં જો શિક્ષકમિત્રો અથવા શિક્ષણ સાથે સંકળાયેલ સૌ કોઈ યોગ્ય માર્ગદર્શન અને પૂર્ણતા પ્રાપ્તિ માટે સૂચનો મોકલશે, તો તેનો પાઠ્યપુસ્તક મંડળ સાભાર સ્વીકાર કરશે અને ભવિષ્યમાં આવનાર રીપ્રિન્ટ કે સુધારેલી આવૃત્તિમાં તેનો સમાવેશ કરશે.

'યોગ્ય સૂચન તમારું અને તેનું અમલીકરણ કરવાનું કાર્ય અમારું' એ ધ્યેય રાખી ગુજરાત રાજ્યના વિદ્યાર્થીઓ રાષ્ટ્રીય કક્ષાએ વધુ પ્રમાણમાં સફળતા મેળવે તેવા પ્રયત્નોમાં સૌ કોઈ સામેલ થાય તેવી અભ્યર્થના અને વિનંતી.

આનંદની વાત એ છે કે, **2011ના વર્ષને રસાયણવિજ્ઞાનના આંતરરાષ્ટ્રીય** વર્ષ તરીકે **મેડમ ક્યુરિની યાદમાં** ઉજવવાનું નક્કી થયેલ છે.

– લેખકો

રાસાયણિક બંધન અને આણ્વિય રચના

1.1 પ્રસ્તાવના

1.2 રાસાયણિક બંધનનો કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ

1.3 આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ (લૂઈસ-બંધારણ સહિત), બંધલંબાઈ, બંધકોણ, બંધ ઊર્જા, બંધ ક્રમાંક અને તેનો ખ્યાલ, બોર્ન-હેબર ચક્ર

1.4 સંસ્પંદન બંધારણો

1.5 અણુઓની ભૌમિતિક રચના

1.6 VSEPR સિદ્ધાંત

1.7 બંધની ધ્રુવીયતા

1.8 સહસંયોજક બંધ

1.9 સંયોજકતા બંધનવાદ

- અભિધારણાઓ
- પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ
- સંમિશ્રણના પ્રકાર અને સહસંયોજક બંધનો સ્વભાવ
- σ અને π- બંધ s-s, s-p તથા p-p સંમિશ્રણ

1.10 આણ્વિય કક્ષકવાદ

- આણ્વિય કક્ષકવાદના મહત્ત્વના મુદ્દાઓ
- પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (LCAO) અને આણ્વિય કક્ષકોની રચના
- પરમાણ્વિયકક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો

1.11 આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર

1.12 આણ્વિય કક્ષકો અને તેમની સાપેક્ષ ઊર્જા

1.13 આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને બંધક્રમાંક

1.14 H_2 થી Ne_2 જેવા સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયીતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો

1.15 CO અને NO જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયીતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો

1.16 આંતરઆણ્વિય આકર્ષણબળ

- હાઇડ્રોજન-બંધ, તેના પ્રકારો અને મહત્ત્વ

1.17 ધાત્વિક બંધનો ખ્યાલ

1.18 સવર્ગ સહસંયોજક બંધ

1.19 s, p અને d કક્ષકો દ્વારા BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં સંકરણ

1.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

દ્રવ્ય એક અથવા વધુ પ્રકારનાં તત્ત્વોનું બનેલું હોય છે. નિષ્ક્રિય વાયુઓના પરમાણુ કુદરતમાં સ્વતંત્ર અસ્તિત્વ ધરાવે છે પણ સામાન્ય સંજોગોમાં અન્ય તત્ત્વોના પરમાણુઓ સ્વતંત્ર ન રહેતાં સંયોજિત સ્વરૂપે મળે છે. પરમાણુઓના સમૂહો ભેગા થઈ લાક્ષણિક ગુણધર્મો ધરાવતા સ્પીસીઝ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જેને અણુ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. અણુમાં રહેલા આ ઘટક પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જોડી રાખતું (જકડી રાખતું) કોઈ આકર્ષણબળ હોવું જોઈએ. આમ, **જુદા-જુદા ઘટકો (પરમાણુ, આયન)ને એકબીજા સાથે જોડી રાખતા આકર્ષણબળને રાસાયણિક બંધ કહે છે.**

આ રાસાયણિક બંધને પરિણામે બનતાં રાસાયણિક સંયોજનો કેટલાક પ્રશ્નો ઉપસ્થિત કરે છે જેવા કે, પરમાણુઓ શા માટે જોડાય છે ? શા માટે કોઈ ચોક્કસ પ્રમાણમાં જોડાય છે ? શા માટે અમુક જ પરમાણુઓ એકબીજા સાથે જોડાઈ શકે છે અને અન્ય સાથે કેમ નહિ ? શા માટે અણુઓ કોઈ ચોક્કસ આકાર ધરાવે છે ? આ બધા પ્રશ્નોના ઉત્તર **કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ, VSEPR સિદ્ધાંત, સંયોજકતા બંધનવાદ અને આણ્વિય કક્ષકવાદ** જેવા સિદ્ધાંતોની મદદથી આપી શકાય છે.

1.2 રાસાયણિક બંધનનો કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ (Kossel-Lewis Approach of Chemical Bonding)

ઇલેક્ટ્રોનની સાપેક્ષમાં રાસાયણિક બંધની ઉત્પત્તિની સમજૂતી માટે ઘણા પ્રયત્નો થયા. પરંતુ 1916માં વૈજ્ઞાનિકો કોસેલ અને લૂઇસે સંતોષકારક સમજૂતી આપી.

લૂઇસે, પરમાણુને ધનવીજભારિત કર્નેલ (Kernel) તરીકે રજૂ કર્યો. આ કર્નેલમાં કેન્દ્ર અને અંદરની કક્ષાના ઇલેક્ટ્રૉન રહેલા હોય છે, જ્યારે બાહ્યકોશમાં આઠ ઇલેક્ટ્રૉન સમાવી શકાય છે. આમ, સોડિયમ તત્ત્વના બાહ્યતમ કોષમાં રહેલ એક ઇલેક્ટ્રૉન સમઘનના એક છેડા પર હોય છે. જ્યારે નિષ્ક્રિય વાયુઓ (હિલિયમ સિવાય)ના બધા જ આઠ ઇલેક્ટ્રૉન સમઘનના આઠ છેડા ઉપર ગોઠવાયેલા હોય છે.

લૂઇસે નોંધ્યું કે જ્યારે પરમાણુઓ રાસાયણિક બંધથી જોડાયેલા હોય છે, ત્યારે તેઓ ઇલેક્ટ્રૉન અષ્ટકની સ્થાયી રચના પ્રાપ્ત કરે છે. સોડિયમ તત્ત્વનો પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી (Na^+) સ્થાયી અષ્ટકરચના મેળવે છે, જ્યારે ક્લોરિન તત્ત્વનો પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી (Cl^-) સ્થાયી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે છે. અણુઓ જેવા કે Cl_2, O_2, F_2 વગેરે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી કરી સ્થાયી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે છે (અપવાદ H_2).

લૂઈસ સંજ્ઞા : રાસાયણિક બંધની રચના દ્વારા અણુઓની રચનામાં ફક્ત બાહ્યતમ કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન જ ભાગ લે છે. આંતરિક કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન રક્ષિત હોવાને કારણે બંધની રચનામાં ભાગ લેતા નથી. તત્ત્વના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા દર્શાવવા માટે લૂઇસે નીચે પ્રમાણેની સંજ્ઞાનો ઉપયોગ કર્યો. દા.ત. આવર્તકોષ્ટકના દ્વિતીય આવર્તનાં તત્ત્વોના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન લૂઇસની સંજ્ઞાથી નીચે મુજબ દર્શાવાય છે :

તત્ત્વની સંજ્ઞાની આસપાસ દર્શાવેલ ટપકાં(dots)ની સંખ્યાને જેને તત્ત્વના સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન તરીકે ગણવામાં આવે છે. આ સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યાસમૂહની સંયોજકતાની ગણતરી કરવામાં મદદરૂપ થઈ શકે છે.

રાસાયણિક બંધન માટેનો કોસેલનો અભિગમ :

- આવર્તકોષ્ટકમાં પ્રબળ વિદ્યુતઋણમય હેલોજન તત્ત્વો તથા પ્રબળ વિદ્યુતધનમય આલ્કલી તત્ત્વો, નિષ્ક્રિય વાયુથી અલગ પડે છે.
- હેલોજન તત્ત્વ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવી ઋણવીજભારિત આયન બને છે, જ્યારે આલ્કલી ધાતુતત્ત્વો એક ઇલેક્ટ્રૉન ગુમાવી ધનવીજભારિત આયન બને છે.
- આ રીતે બનતા ધનવીજભારિત તથા ઋણવીજભારિત આયનો નિષ્ક્રિય વાયુઓ (હિલિયમ સિવાયના) જેવું સ્થાયી ઇલેક્ટ્રૉન બંધારણ પ્રાપ્ત કરે છે. તેની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના ns^2np^6 (અષ્ટક)થી દર્શાવી શકાય.
- સ્થિરવિદ્યુત આકર્ષણ વડે આ ધનાયન અને ઋણાયન સ્થાયી થયેલ છે.
- આયનીય સંયોજનોની રચનામાં ઓછી આયનીકરણ એન્થાલ્પી ધરાવતા પરમાણુઓ, વધુ વિદ્યુતઋણમયતા ધરાવતા પરમાણુઓ સાથે જોડાય છે અને આ જોડાણથી રચાતા બંધને **આયનીય બંધ** કહે છે.
- તત્ત્વની આયનીય બંધ બનાવવાની ક્ષમતાને **વિદ્યુત-સંયોજકતા (Electrovalency)** કહે છે. જે તત્ત્વના ગુમાવેલ કે મેળવેલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા જેટલી હોય છે.

સોડિયમ ક્લોરાઇડ સંયોજનની રચનામાં ઉદ્ભવતા આયનીય બંધની સમજૂતી નીચે મુજબ છે :

(1) $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

$[Ne]3s^1$ $\quad$ $[Ne]$

(2) $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

$[Ne]3s^2 3p^5$ $\quad$ $[Ne]3s^2 3p^6$ અથવા $[Ar]$

(3) $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$

ધનાયન અને ઋણાયન વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણને લીધે બનતા બંધને વિદ્યુતસંયોજક (Electrovalent) બંધ કહે છે. કોસેલનો આ અભિગમ વિસ્તૃત સંખ્યાના સંયોજનોની ઉત્પત્તિ સમજાવી શકતો નથી.

1.3 આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ (લૂઈસ બંધારણ સહિત), બંધલંબાઈ, બંધકોણ, બંધ ઊર્જા, બંધ ક્રમાંક અને તેનો ખ્યાલ, બોર્ન-હેબર ચક્ર (Ionic bond, Covalent bond (including Lewis structure), bond length, bond angle, bond energy, bond order and their concept, Born-Haber cycle)

આયનીય બંધ : કોસેલ અને લૂઇસના અભિગમ પરથી આયનીય બંધની રચના નીચેનાં પરિબળો પર આધારિત છે :

(1) તટસ્થ પરમાણુમાંથી ધનાયન અને ઋણાયનની સરળતાથી પ્રાપ્તિ

(2) આયનીય બંધમાં, ધનાયન અને ઋણાયનની ગોઠવણી

તટસ્થ પરમાણુમાંથી ધનાયન તથા તટસ્થ પરમાણુમાંથી ઋણાયનનું બનવું તે પરમાણુની અનુક્રમે આયનીકરણ એન્થાલ્પી તથા ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો પર આધારિત છે.

$M_{(g)} \rightarrow M^{+n}_{(g)} + ne^-$ (આયનીકરણ)

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

આયનીકરણ પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક (ઊર્જાનું શોષણ) હોય છે. જ્યારે ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ ક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક (ઊર્જાનું ઉત્સર્જન) હોય છે. આમ, ઓછી આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને વધુ વિદ્યુતઋણતા ધરાવતાં તત્ત્વોમાં આયનીય બંધ સરળતાથી રચાય છે.

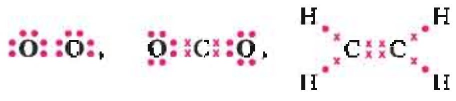
આયનીય સંયોજનોની સ્ફટિકરચનામાં ધનાયન અને ઋણાયનોની ત્રિપરિમાણીય નિયમિત ગોઠવણી થયેલી હોય છે. તેઓ એકબીજા સાથે કુલંબિક આકર્ષણબળોથી પણ વધુ પ્રબળતાથી જોડાયેલા હોય છે. આવી રચના અથવા બંધારણને **સ્ફટિકરચના** કે **સ્ફટિક બંધારણ** પણ કહે છે. એક મોલ ઘન અવસ્થામાં આયનીય સંયોજનોમાંથી વાયુરૂપ ઘટક આયનોને એકબીજાથી અનંત અંતરે દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને **સ્ફટિક લેટાઇસ ઊર્જા** અથવા **લેટાઇસ એન્થાલ્પી (enthalpy of lattice)** કહે છે. દા.ત., NaCl સ્ફટિકની લેટાઇસ એન્થાલ્પી 788 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે. સામાન્ય રીતે આયનીય ઘન સંયોજનો ઓરડાના તાપમાને અને દબાણે પાણીમાં દ્રાવ્ય હોય છે.

સહસંયોજક બંધ : આપણે આગળ જોયું તે પ્રમાણે અણુઓની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી પણ થતી હોય છે. દા.ત. H_2, Cl_2, O_2, N_2 વગેરે. આમ, **જ્યારે કોઈ પણ (સમાન અથવા વિષમ) તત્ત્વના બે અથવા વધુ પરમાણુઓ તેઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સહિયારી ભાગીદારીથી અષ્ટકરચના પ્રાપ્ત કરે ત્યારે રચાતા બંધને સહસંયોજક બંધ કહે છે.** આમ, સહસંયોજક બંધની રચનામાં ભાગ લેતા પ્રત્યેક પરમાણુ ઓછામાં ઓછા એક ઇલેક્ટ્રૉન ભાગીદારી માટે પ્રદાન કરે છે. જો તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે એક એક ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય, તો તેઓ એકલ સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે.

દા.ત.,

પરંતુ સહસંયોજક બંધથી જોડાતા પરમાણુઓ વચ્ચે બે-બે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય ત્યારે તેઓ વચ્ચે દ્વિબંધ રચના પ્રાપ્ત થાય છે.

દા.ત.,



ભાગીદારીથી જોડાતા તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે જો ત્રણ ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉનની સહિયારી ભાગીદારી થાય, તો તેઓ વચ્ચે ત્રિબંધની રચના પ્રાપ્ત થાય છે.

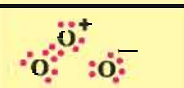
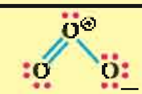
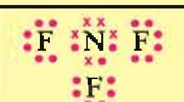
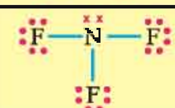
દા.ત.,

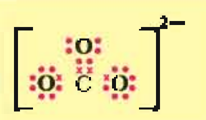
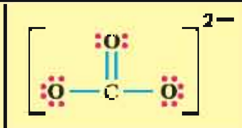
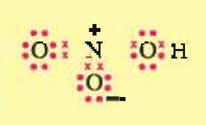
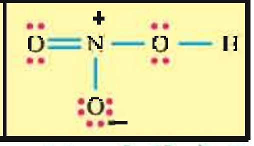
લૂઈસનું બિંદુનિરૂપણ (Lewis dot representation) : આપેલા અણુ/આયનનું લૂઈસ બિંદુનિરૂપણ દર્શાવવા માટે

- સૌપ્રથમ અણુની રચનામાં ભાગ લેતા પ્રત્યેક પરમાણુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા ગણતરીમાં લેવામાં આવે છે અને તેને પરમાણુની સંજ્ઞાની આસપાસ જરૂરિયાત પ્રમાણે ગોઠવવામાં આવે છે.
- જો ઋણાયન રચાતાં હોય, તો તેમાં ઋણવીજભારની સંખ્યા જેટલા વધારાના ઇલેક્ટ્રૉન ઉમેરાય છે. પરંતુ ધનાયન હોય, તો ધનવીજભારની સંખ્યા જેટલો ઇલેક્ટ્રૉન બાદ કરાય છે. દા.ત., CO_3^{2-} આયનમાં, બે એકમ ઋણવીજભાર હોવાથી તટસ્થ પરમાણુઓમાં રહેલા સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં બે ઇલેક્ટ્રૉન વધુ સંખ્યામાં (–2) છે. તેવી જ રીતે NH_4^+ આયનમાં એક એકમ ધનવીજભાર હોવાથી, તટસ્થ પરમાણુઓમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન કરતાં એક ઇલેક્ટ્રૉન ઓછો (+1) લેવાય છે.
- સામાન્ય રીતે ઓછા વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વના પરમાણુને મધ્યસ્થ પરમાણુ તરીકે સ્વીકારવામાં આવે છે અને તેની આસપાસ વધારે વિદ્યુતઋણમય પરમાણુઓની ગોઠવણી કરવામાં આવે છે.
- **જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ભાગીદારી કરી રાસાયણિક બંધની રચનામાં પરિણમે તેને બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (Bonding pair of electrons) કહે છે અને જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બંધની રચનામાં ભાગ ન લે તેને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (Non-bonding pair of electrons or Lone pair of electrons) કહે છે.**

કેટલાક અણુ/આયનના લૂઈસ બંધારણ કોષ્ટક 1.1માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 1.1 કેટલાક અણુ/આયનનાં લૂઈસ બંધારણ

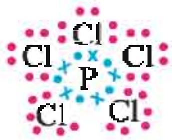
અણુ/આયન	લૂઈસ બંધારણ	
H_2	H:H*	H—H
O_2	:Ö::Ö:	:Ö=Ö:
O_3		
NF_3		

CO_3^{2-}		
HNO_3		

* પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ હિલિયમ તત્ત્વનું (માત્ર બે ઇલેક્ટ્રૉનનું) બંધારણ મેળવે છે.

લૂઈસના અભિગમની મદદથી અણુ/આયનના આકાર જાણી શકાતા નથી. વળી, તેમાં કેટલાક અપવાદો પણ જોવા મળે છે. દા.ત., $BeCl_2$:Cl: Be :Cl:

$BeCl_2$ના અણુમાં મધ્યસ્થ Be પરમાણુનું અષ્ટક પૂર્ણ થયું નથી, છતાં પણ આ સંયોજન સ્થાયી છે. તેવી જ રીતે કેટલાંક ઉદાહરણ જેવાં કે PCl_5માં મધ્યસ્થ પરમાણુ ફોસ્ફરસની આસપાસ દસ ઇલેક્ટ્રૉનની રચના છે, છતાં પણ તે સંયોજન સ્થાયી છે.



કેટલાક કિસ્સાઓમાં, એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોમાં અષ્ટકરચના પૂર્ણ થઈ હોવા છતાં પણ મધ્યસ્થ પરમાણુના કદના વધારા સાથે સ્થાયીતા ઘટે છે. દા.ત., $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$. સહસંયોજક બંધની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થાય છે પરંતુ આ ભાગીદારીના પ્રકાર તથા સંયોજાતા તત્ત્વના પરમાણુના પ્રકાર પરથી તેને ત્રણ વિભાગમાં વહેંચવામાં આવે છે.

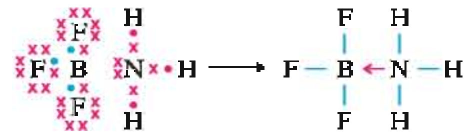
(i) ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ : આ પ્રકારના સહસંયોજક બંધની રચનામાં અલગ-અલગ વિદ્યુતધનમયતા અથવા વિદ્યુતઋણમયતા ધરાવતા તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે છે. આના પરિણામે અણુમાં ધ્રુવીયતાનો ગુણધર્મ જોવા મળે છે. દા.ત.,

HCl H:Cl:

(ii) અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ : જ્યારે એક જ તત્ત્વના પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થઈ સહસંયોજક બંધની રચના થાય, ત્યારે તેને અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ કહે છે. આવા અણુઓ બિનધ્રુવીય હોય છે, કારણ કે તેમનાં તત્ત્વોની વિદ્યુતધનમયતા અથવા વિદ્યુતઋણમયતા સરખી હોય છે. દા.ત.,

H:H :Cl··Cl:

(iii) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ : આ પ્રકારના બંધની રચનામાં જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ભાગીદારીથી જોડાતા પરમાણુઓ પૈકી કોઈ એક જ તત્ત્વનો પરમાણુ, ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મનું પ્રદાન કરે છે. તેના પરિણામે રચાતા સહસંયોજક બંધને **સવર્ગ સહસંયોજક બંધ** કહે છે. આ બંધને તીરની નિશાની (→)થી દર્શાવાય છે. અને તીરની દિશા, ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપનાર તરફથી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારનાર તરફ દર્શાવાય છે.



બંધલંબાઈ : અણુમાં બંધથી જોડાયેલા પરમાણુઓનાં કેન્દ્રો વચ્ચેના સમતુલિત અંતરને બંધલંબાઈ કહે છે. બંધલંબાઈ ક્ષ-કિરણોના વિવર્તન, સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક પદ્ધતિઓથી માપવામાં આવે છે. તેને પિકોમીટર ($pm = 10^{-12}m$)માં દર્શાવાય છે.

કેટલાક સામાન્ય અણુઓની બંધલંબાઈ કોષ્ટક 1.2માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 1.2 કેટલાક સામાન્ય અણુઓમાં બંધલંબાઈ

અણુ	બંધલંબાઈ (pm)
H_2 (H – H)	74
F_2 (F – F)	144
Cl_2 (Cl – Cl)	199
Br_2 (Br – Br)	228
I_2 (I – I)	267
N_2 (N ≡ N)	109
O_2 (O = O)	121
HF (H – F)	92
HCl (H – Cl)	127
HBr (H – Br)	141
HI (H – I)	160

ટૂંકી બંધલંબાઈનાં મૂલ્યો વધુ સ્થાયીતા દર્શાવે છે.

બંધકોણ : અણુ/આયનના મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ રહેલ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ધરાવતી કક્ષકો વચ્ચેના કોણને બંધકોણ કહે છે. બંધકોણને અંશ (degree)માં દર્શાવાય છે, જે સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક પદ્ધતિઓથી નક્કી કરી શકાય છે. બંધકોણની મદદથી અણુના આકાર વિશે પ્રાથમિક

માહિતી મળે છે. દા.ત., પાણીના અણુમાંના બંધકોણને નીચે મુજબ દર્શાવી શકાય.

બંધ ઊર્જા (બંધ એન્થાલ્પી) : વાયુરૂપ 1 મોલ પદાર્થમાંના બંધને તોડવા માટે આપવી પડતી ઊર્જાને બંધ ઊર્જા કે બંધ એન્થાલ્પી કહે છે. બંધ એન્થાલ્પીનો એકમ કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. દા.ત., હાઇડ્રોજન અણુમાં રહેલ H–Hની બંધ એન્થાલ્પી 435.8 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે.

$H_{2(g)} \rightarrow H_{(g)} + H_{(g)}$ બંધ એન્થાલ્પી = 435.8 કિ જૂ મોલ$^{-1}$. જેમ બંધ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધુ તેમ અણુ/આયનની સ્થાયિતા વધુ.

બંધક્રમાંક : અણુમાં રહેલા પરમાણુઓ વચ્ચેના બંધની સંખ્યાને બંધક્રમાંક કહે છે. દા.ત. H_2અણુમાં એક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની ભાગીદારી છે. પરિણામે H_2અણુમાં રહેલા બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એકબંધથી જોડાયેલા છે, H–H. તેવી જ રીતે O_2 અને N_2માં અનુક્રમે બે તથા ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની ભાગીદારી થયેલ હોવાથી તેઓ વચ્ચે દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની રચના થાય છે. $:\ddot{O}=\ddot{O}:$, $:N\equiv N:$ એકલ બંધ, દ્વિબંધ અને ત્રિબંધ અનુક્રમે —, =, અને ≡ વડે દર્શાવાય છે. બંધક્રમાંક વધવા સાથે બંધ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો વધતાં જાય છે. પરિણામે બંધલંબાઈ ઘટે છે તથા સ્થાયિતા વધે છે.

બોર્ન-હેબર ચક્ર : આયનીય બંધ બનવાનો આધાર લેટાઇસ એન્થાલ્પી પર રહેલો છે. નીપજની લેટાઇસ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો સરળતાથી આયનીય બંધ બને. જ્યારે બંને પરમાણુઓ વચ્ચે આકર્ષણબળ વધારે હોય ત્યારે લેટાઇસ ઊર્જાનું મૂલ્ય વધારે હોય. આયનીય બંધની રચના થઈ આયનીય સંયોજનો બનવા સુધીના વિવિધ તબક્કાઓ તથા તે પ્રત્યેક તબક્કામાં સંકળાયેલી એન્થાલ્પીનો અભ્યાસ કરી સૌપ્રથમ બોર્ન-હેબર નામના વૈજ્ઞાનિકોએ કુલ એન્થાલ્પી-લેટાઇસ એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો મેળવ્યાં.

NaCl સ્ફટિક સંયોજન તેના ઘટકોની પ્રમાણિત સ્થિતમાંથી નીપજે ત્યારે થતા વિવિધ એન્થાલ્પી ફેરફારનું ઉદાહરણ આપણે બોર્ન-હેબર ચક્રથી સમજાવવાનો પ્રયત્ન કરીશું. સામાન્ય રીતે NaCl સ્ફટિકની બનાવટ માટે સાદું સમીકરણ નીચે મુજબ લખી શકાય :

$$Na_{(s)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$$

$\Delta_f H = -\ 411$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

પરંતુ NaCl સ્ફટિકની બનાવટના વિવિધ તબક્કાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) સૌપ્રથમ સોડિયમ તત્ત્વ/પરમાણુ કે જે ઓરડાના તાપમાને ઘન સ્વરૂપે છે, તેનું ઊર્ધ્વપાતન થાય છે તેની ઊર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી ($\Delta_s H$)નું મૂલ્ય 108 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે.

$$Na_{(s)} \xrightarrow{\text{ઊર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી}} Na_{(g)}$$

$\Delta_s H = +\ 108$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(ii) એક મોલ $Na_{(g)}$ પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન અનંત અંતરે દૂર કરવા આપવી પડતી આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય 496 કિ જૂ મોલ$^{-1}$ છે.

$$Na_{(g)} \xrightarrow{\text{આયનીકરણ એન્થાલ્પી}} Na^{+}_{(g)} + e^{-}$$

$\Delta_i H = +\ 496$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(iii) ઓરડાના તાપમાને વાયુમય ક્લોરિન તત્ત્વ દ્વિપરમાણ્વિય અણુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. એક મોલ ઘન NaCl સ્ફટિકની રચનામાં ફક્ત એક જ ક્લોરિન પરમાણુની જરૂર છે, તેથી ડાય ક્લોરિન અણુનું વિઘટન આવશ્યક બને છે. આ માટેની જરૂરી એન્થાલ્પીને વિઘટન એન્થાલ્પી કહે છે.

$$\frac{1}{2}Cl_{2(g)} \xrightarrow{\text{વિઘટન એન્થાલ્પી}} Cl_{(g)}$$

$\Delta_{\frac{D}{2}} H = +\ 121$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

(iv) આ રીતે પ્રાપ્ત થયેલા ક્લોરિન વાયુરૂપ પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રૉન મેળવીને ક્લોરાઇડ આયનમાં રૂપાંતર પામે છે. આ માટે મુક્ત થતી એન્થાલ્પીને ઇલેક્ટ્રૉન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg} H$) કહે છે.

$$Cl_{(g)} + e^{-} \xrightarrow{\text{ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી}} Cl^{-}_{(g)}$$

$\Delta_{eg} H = -\ 349$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

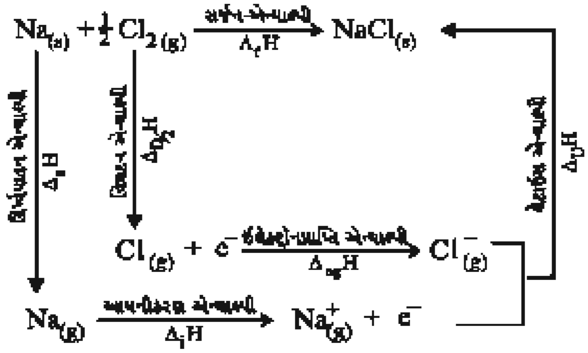
(v) એક મોલ વાયુસ્વરૂપ ધનાયન (Na^{+}) અને એક મોલ વાયુસ્વરૂપ ઋણાયન (Cl^{-}) એકબીજા સાથે જોડાઈ એક મોલ ઘન આયનીય સ્ફટિકની રચના કરે છે. આ દરમિયાન મુક્ત થતી એન્થાલ્પીને લેટાઇસ એન્થાલ્પી કહે છે, જેને 'U' થી દર્શાવાય છે.

$$Na^{+}_{(g)} + Cl^{-}_{(g)} \xrightarrow{\text{લેટાઇસ એન્થાલ્પી}} NaCl_{(s)}$$

$\Delta_U H = -\ 787$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

ઉપર્યુક્ત રીતે કોઈ પણ ઘન આયનીય સ્ફટિકની રચના બોર્ન-હેબરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે વિવિધ તબક્કાઓનો

અભ્યાસ કરી પ્રત્યેક તબક્કાની એન્થાલ્પી જાણી શકાય અને જે-તે આયનીય સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પી લેટાઇસ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મેળવી શકાય છે. ઉપર્યુક્ત વિવિધ તબક્કાઓને નીચે પ્રમાણે પણ દર્શાવી શકાય :



ઉપર્યુક્ત વિવિધ તબક્કાઓને સમીકરણ સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$\Delta_f H = \Delta_s H + \Delta_{\frac{D}{2}} H + \Delta_i H + \Delta_{eg} H + \Delta_U H \quad ....(1.1)$$

એક મોલ NaClના સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પી, વિવિધ એન્થાલ્પીઓનો સરવાળો કરી નીચે મુજબ મેળવી શકાય :

$$\Delta_f H = 108 + 121 + 496 + (-349) + (-787)$$
$$= -411 \text{ કિ જૂ મોલ}^{-1}$$

આમ, એક મોલ NaCl સ્ફટિકની સર્જન એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઋણ મળે છે, જે તેની સ્થાયિતા સૂચવે છે.

દાખલો 1.1 : નીચેનાં મૂલ્યોનો ઉપયોગ કરી $MgCl_2$ની સર્જન-એન્થાલ્પી શોધો.

$Mg_{(s)} \rightarrow Mg_{(g)} \quad \Delta_s H = +150$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + 2e \quad \Delta_i H = +1451$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$Cl_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{(g)} \quad \Delta_{\frac{D}{2}} H = +242$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

$2Cl_{(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(g)} \quad \Delta_{eg} H = -698$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

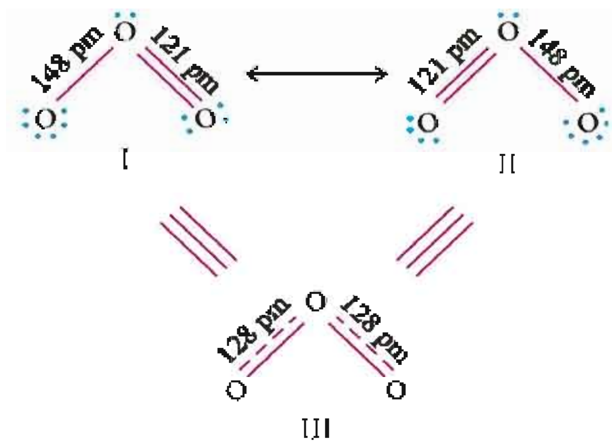
$Mg^{2+}_{(g)} + 2Cl^-_{(g)} \rightarrow MgCl_{2(s)} \quad \Delta_U H = -1352$ કિ જૂ મોલ$^{-1}$

ઉકેલ :

$$\Delta_f H = \Delta_s H + \Delta_i H + \Delta_{\frac{D}{2}} H + \Delta_{eg} H + \Delta_U H$$
$$= 150 + 1451 + 242 + (-698) + (-1352)$$
$$= -207 \text{ કિ જૂ મોલ}^{-1}$$

1.4 સંસ્પંદન-બંધારણો (Resonance Structures)

અણુઓના પ્રાયોગિક રીતે નિરીક્ષણ કરેલા ગુણધર્મોની સમજૂતી ફક્ત લૂઇસના બંધારણથી આપી શકાતી નથી. આ તેની મર્યાદાઓ છે. એટલે કે લૂઇસ બંધારણ, અણુઓના પ્રાયોગિક રીતે મેળવેલા ગુણધર્મો સમજાવવા અપૂરતું છે. દા.ત., ઓઝોન અણુ નીચેનાં બે બંધારણોથી દર્શાવી શકાય :



આકૃતિ 1.1 ઓઝોન અણુનું સંસ્પંદન બંધારણ

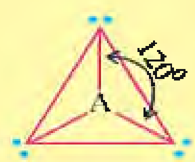
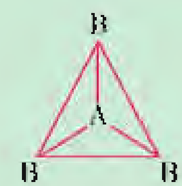
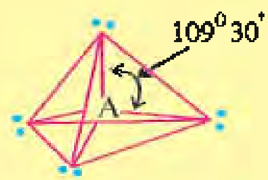
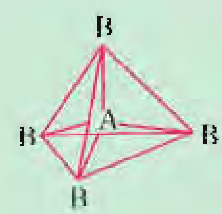
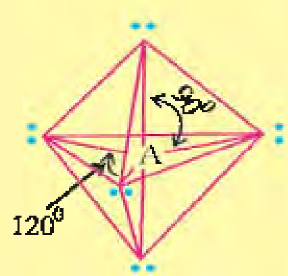
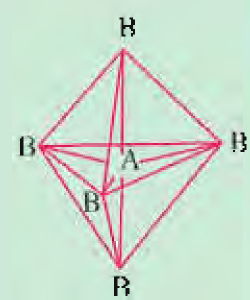
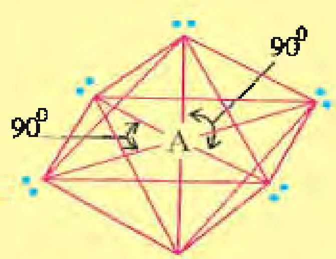
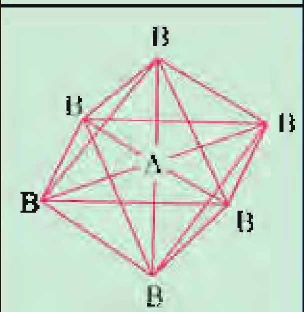
બંને બંધારણમાં O–O એકલબંધ અને O=O દ્વિબંધ છે. O–O એકલબંધ લંબાઈ 148pm (1 પીકોમીટર $=10^{-12}$ મીટર) અને O=O બંધલંબાઈ 121pm છે. પરંતુ પ્રાયોગિક રીતે ઓઝોનના અણુમાં કોઈ પણ ઑક્સિજન-ઑક્સિજન અણુઓ વચ્ચેની બંધલંબાઈ સમાન છે. અને તેનું મૂલ્ય 128 pm છે. આમ, ઓઝોન અણુમાં કોઈ પણ ઑક્સિજન-ઑક્સિજન અણુઓ વચ્ચેની બંધલંબાઈનું મૂલ્ય, એકલબંધ અને દ્વિબંધલંબાઈની મધ્યવર્તી છે, આકૃતિ 1.1 માં દર્શાવેલા બંધારણ I અથવા II પૈકી, એક પણ બંધારણથી સમજાવી શકાતુ નથી. આમ, સસ્પંદનનો વિચાર ઓઝોન તથા તેના જેવા અન્ય અણુઓના વાસ્તવિક બંધારણ ચોકસાઈપૂર્વક દર્શાવવા માટે રજૂ થયો. સિમેસ્ટર I માં CO_2 અણુની સંસ્પંદન રચના વિષે તમે અભ્યાસ કર્યો છે. આમ, સંસ્પંદન બંધારણમાં સમાન શક્તિ, કેન્દ્રનું સમાન સ્થાન તથા બંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મો અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મોને ધ્યાનમાં લઈ એક સંસ્પંદન બંધારણ રજૂ કરાય છે, જે અણુને ચોક્કસ રીતે રજૂ કરી શકે છે. આકૃતિ 1.1 મુજબ બંધારણ I અને II, સંસ્પંદન બંધારણ III રજૂ કરે છે, જે ઓઝોન અણુનું વધુ સચોટ બંધારણ છે. આવા બંધારણને સંકૃત સંસ્પંદન બંધારણ પણ કહે છે. આવાં અન્ય ઉદાહરણો બેન્ઝિન, કાર્બોનેટ આયન (CO_3^{2-}) વગેરે દ્વારા સમજી શકાય.

સંસ્પંદન બંધારણ અણુને સ્થાયીતા આપે છે, કારણ કે સંસ્પંદન બંધારણની ઊર્જા, કોઈ પણ અલગ-અલગ રચનાથી દર્શાવેલા બંધારણ કરતાં ઓછી હોય છે. આમ, ઊર્જાનો ઘટાડો સંસ્પંદન રચનાની સ્થાયિતા માટે જવાબદાર છે.

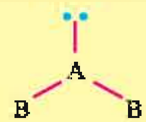
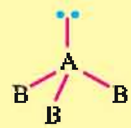
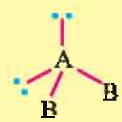
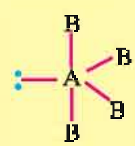
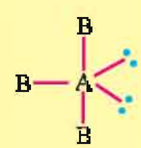
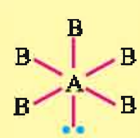
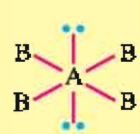
1.5 અણુઓની ભૌમિતિક રચના (Geometrical Structures of Molecules)

અણુઓની ભૌમિતિક રચનામાં વિવિધતા જોવા મળે છે. અણુઓની ભૌમિતિક રચનામાં જોવા મળતી વિવિધતાનો આધાર, અણુના પ્રકાર, સંકરણ તેમાં રહેલાં બંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ તથા અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મોની સંખ્યા તથા તેઓ વચ્ચે ઉદ્દભવતા અપાકર્ષણની માત્રા પર રહેલો છે.

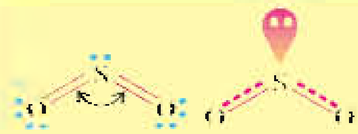
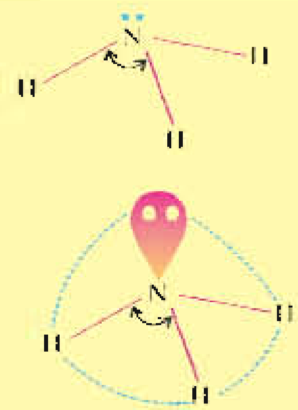
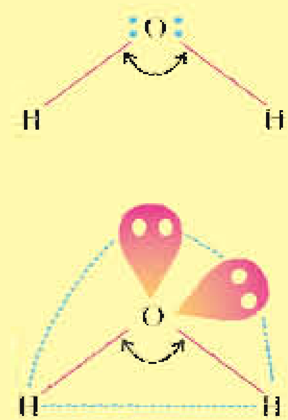
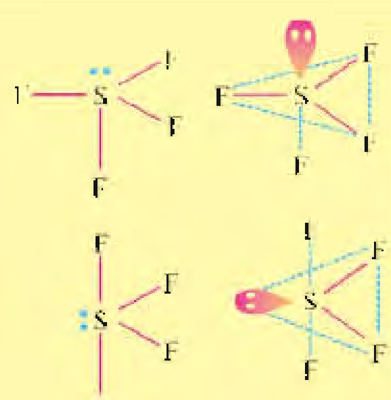
કોષ્ટક 1.3 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ પાસે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ ન હોય તેવા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

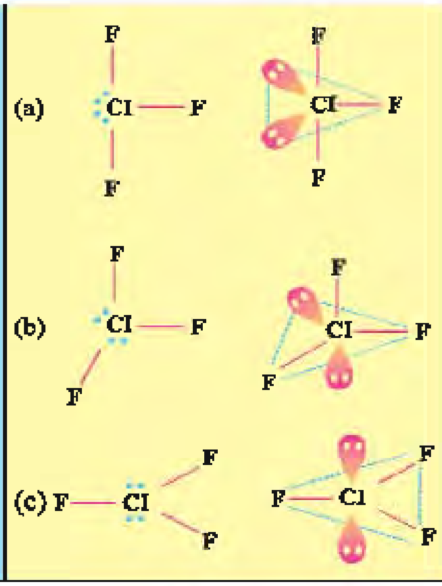
ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મોની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મોની ગોઠવણી	અણુનો ભૌમિતિક આકાર	સંકરણ	ઉદાહરણ
2	રેખીય	રેખીય	sp	BeH_2, $BeCl_2$ $HgCl_2$
3	 સમતલીય સમત્રિકોણ	 સમતલીય સમત્રિકોણ	sp^2	BF_3, BCl_3
4	 સમચતુષ્ફલકીય	 સમચતુષ્ફલકીય	sp^3	CH_4, NH_4^+ BF_4^-, CCl_4
5	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	sp^3d	PCl_5
6	 અષ્ટફલકીય	 અષ્ટફલકીય	sp^3d^2	SF_6

કોષ્ટક 1.4 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ પાસે એક અથવા વધારે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો હોય તેવા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

અણુના પ્રકાર	બંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની ગોઠવણી	આકાર	ઉદાહરણ
AB_2E	2	1	 સમતલીય સમત્રિકોણ	વળેલો (bent)	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 સમચતુષ્ફલકીય	ત્રિકોણીય પિરામિડ	NH_3 PCl_3
AB_2E_2	2	2	 સમચતુષ્ફલકીય	વળેલો (bent)	H_2O F_2O
AB_4E	4	1	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	ચિચુડો (See saw)	SF_4
AB_3E_2	3	2	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	T- આકાર	ClF_3
AB_5E	5	1	 અષ્ટફલકીય	સમચોરસ પિરામિડ	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 અષ્ટફલકીય	સમતલીય સમચોરસ	XeF_4

કોષ્ટક 1.5 બંધકારક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ધરાવતા અણુઓના ભૌમિતિક આકાર

અણુના પ્રકાર	બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉન-યુગ્મોની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની ગોઠવણી	આકાર	ઉદાહરણ
AB_2E	2	1		વળેલો (bent)	SO_2
AB_3E	3	1		ત્રિકોણીય પિરામિડ	NH_3
AB_2E_2	2	2		વળેલો (bent)	H_2O
AB_4E	4	1	 (વધુ સ્થાયી)	ચિચૂડો	SF_4

AB_3E_2	3	2		T – આકાર	ClF_3

1.6 VSEPR સિદ્ધાંત (Principle of Valence Shell Electron Pair Repulsion)

લૂઈસનો અભિગમ, અણુઓના આકાર સમજાવવા માટે અપૂરતો હતો. તેની મદદથી ફક્ત સહસંયોજક બંધ ધરાવતા અણુઓના બંધારણની ધારણાઓ જ કરી શકાઈ. 1940માં સૌપ્રથમ સિજ્વિક (Sidgwick) અને પોવલે (Powell) પરમાણુના સંયોજકતા કોશમાં રહેલાં ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતા અપાકર્ષણનો સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંતને 1957માં નાયહોલ્મ (Nyholm) અને ગિલેસ્પી (Gillespie) એ વિકસિત (developed) રૂપે રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંતની મુખ્ય અભિધારણાઓ નીચે મુજબ છે :

- અણુનો આકાર તેના મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસના સંયોજકતા-કોશમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો (બંધકારક તથા અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો)ની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે.
- સંયોજકતા-કોશમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો ઋણ વીજભારિત હોવાથી, એકબીજાને અપાકર્ષે છે.
- આ ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો અવકાશમાં એવી ગોઠવણી પ્રાપ્ત કરવાની વૃત્તિ ધરાવે છે કે જેથી તેઓ વચ્ચેનું અપાકર્ષણ ન્યૂનતમ થાય અને પરિણામે તેઓ વચ્ચે મહત્તમ અંતર હોય છે.
- જો અણુમાં બે અથવા વધુ સંસ્પંદન બંધારણો શક્ય હોય તો VSEPR સિદ્ધાંત ગમે તે બંધારણને લાગુ પાડી શકાય છે.
- ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતા અપાકર્ષણની માત્રા નીચે મુજબ છે.

આમ, **VSEPR સિદ્ધાંત અણુમાં ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની હાજરીને લીધે ઉદ્ભવતા ભૌમિતિક આકાર નક્કી કરવામાં મદદ કરે છે.** ખાસ કરીને આ સિદ્ધાંતની મદદથી p-વિભાગનાં તત્ત્વોના સંયોજનોની ભૌમિતિક રચના સમજાવી શકાય છે.

સલ્ફર ડાયૉક્સાઈડ અણુકોણીય છે અને બંધકોણ 120^0 હોવાને બદલે $119^0\ 30'$ છે. આ બંધકારક અને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતા અપાકર્ષણને આભારી છે. તેવી જ રીતે મિથેન, એમોનિયા અને પાણીના અણુઓમાં સમાન સંકર કક્ષકો (sp^3) હોવા છતાં તેઓમાં રહેલાં બંધકારક અને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મોની અલગ-અલગ સંખ્યાને કારણે જુદી-જુદી માત્રામાં અપાકર્ષણબળો ઉદ્ભવે છે અને પરિણામે બંધકોણ જુદા-જુદા મળે છે.

મિથેનના અણુમાં મધ્યસ્થ પરમાણુ કાર્બન તત્ત્વની ધરાસ્થિતિમાં ઈલેક્ટ્રૉનરચના નીચે મુજબ છે :

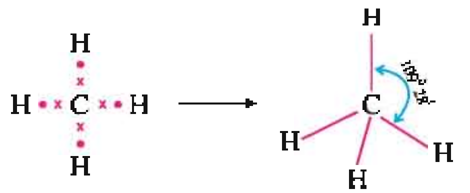
$$_6C : 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$$

અબંધકારક-અબંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણ (Lp – Lp)	>	અબંધકારક-બંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણ (Lp – Bp)	>	બંધકારક-બંધકારક ઈલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણ (Bp – Bp)

મિથેન અણુમાં મધ્યસ્થ કાર્બન પરમાણુ સાથે ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ જોડાયેલા હોવાથી ચાર અર્ધપૂર્ણ કક્ષકોની જરૂર પડે. આ માટે કાર્બન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉન રચના ઉત્તેજિત અવસ્થામાં લખતાં :

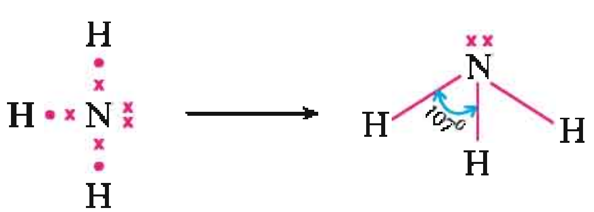
$$_6C^* : 1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$$

આમ, ઉત્તેજિત અવસ્થામાં, કાર્બન પરમાણુ sp^3 સંકર કક્ષકોનો ઉપયોગ કરી પ્રત્યેક અર્ધપૂર્ણ કક્ષક સાથે હાઇડ્રોજન પરમાણુની $1s^1$ અર્ધપૂર્ણ કક્ષક જોડાઈ ચાર સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે.



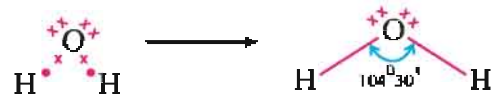
આમ, મિથેનના અણુમાં કાર્બન-હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચે કુલ ચાર બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો Bp હોય છે. આ ચાર બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે, સિજ્વિક-પોવેલના સિદ્ધાંત પ્રમાણે ન્યૂનતમ અપાકર્ષણ હોય છે, પરિણામે આ અણુમાં sp^3 સંકરણને અનુરૂપ સમચતુષ્ફલકીય રચના જોવા મળે છે. તેમાં બંધકોણ નિયમિત સમચતુષ્ફલકીય રચના જેટલો એટલે કે $109^0 28'$નો જોવા મળે છે.

NH_3 અણુમાં મધ્યસ્થ નાઇટ્રોજન પરમાણુ પાસે પાંચ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન છે. તે પૈકી ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન ત્રણ હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન સાથે ભાગીદારીથી જોડાઈ ત્રણ સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમ, છતાં પણ નાઇટ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુ પાસે બે ઇલેક્ટ્રૉન અથવા એક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બંધ બનાવ્યા સિવાયનું એટલે કે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ (non-bonding pair of electrons) બાકી રહે છે.



નાઇટ્રોજન પરમાણુનું આ અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, તેની આજુબાજુ રહેલાં બે બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મને, સિજ્વિક-પોવેલ સિદ્ધાંત પ્રમાણે અપાકર્ષે છે. આથી આ બંને બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો અંદરની બાજુ ધકેલાય છે. પરિણામે તેઓ વચ્ચે બંધકોણ ઘટે છે. અર્થાત્ સમચતુષ્ફલકીય રચનાના નિયમિત બંધકોણ $109^0 28'$ ને બદલે 107^0 જોવા મળે છે.

H_2O અણુમાં મધ્યસ્થ ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે કુલ છ સંયોજકતા-ઇલેક્ટ્રૉન છે, જે પૈકી બે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન, બે હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન સાથે સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે. પરંતુ બાકીના ચાર ઇલેક્ટ્રૉન અર્થાત્ બે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ બને છે.



સિજ્વિક-પોવેલના નિયમ પ્રમાણે આ બંને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વચ્ચે મહત્તમ અપાકર્ષણ થાય છે અને પરિણામે તેઓ એકબીજાંથી દૂર થાય છે. આમ થતાં તેઓ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મની નજીક આવે છે અને તેમની વચ્ચે અપાકર્ષણ ઉદ્ભવે છે. આને કારણે બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મો વધુ પ્રમાણમાં અંદરની બાજુ ધકેલાય છે અને બંધકોણમાં ખૂબ જ નોંધપાત્ર ઘટાડો થાય છે. H_2O અણુમાં sp^3-સંકરણ થતું હોવા છતાં બંધકોણ $109^0 28'$ થી ઘટીને $104^0 30'$નો રચાય છે.

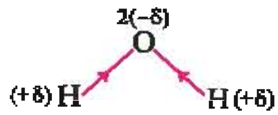
1.7 બંધની ધ્રુવીયતા (Polarity of Bond)

કોઈ પણ રાસાયણિક બંધ સંપૂર્ણપણે આયનીય અથવા સહસંયોજક સ્વભાવ ધરાવતો નથી. H_2, N_2, O_2, Cl_2 વગેરે જેવા અણુઓમાં તેઓના બે પરમાણુઓ વચ્ચે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારીથી સહસંયોજક બંધ બને છે. પરંતુ જ્યારે બંધલંબાઈ અને બંધ એન્થાલ્પીનાં પ્રાયોગિક મૂલ્યોનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે, ત્યારે તેમાં થોડા ઘણા અંશે આયનીય બંધનો પણ ફાળો હોય તેમ જણાય છે. વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ જેવા કે હાઇડ્રોજન ફ્લોરાઇડ (HF)માં બંને પરમાણુઓ વચ્ચે રહેલા સહસંયોજક-બંધનું ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ફ્લોરિન તત્ત્વના પરમાણુ તરફ વધુ પ્રમાણમાં ખેંચાય છે. કારણ કે ફ્લોરિન તત્ત્વ (હાઇડ્રોજન પરમાણુની સરખામણીમાં) વધુ વિદ્યુતઋણમય છે. પરિણામે ફ્લોરિન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ઋણવીજભાર $(-\delta)$ અને તેની સાપેક્ષમાં હાઇડ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ધનવીજભાર $(+\delta)$ ઉદ્ભવે છે. હાઇડ્રોજન ફ્લોરાઇડ અણુમાં ધ્રુવીયતા ઉદ્ભવતાં તેનું ખરેખર બંધારણીય સૂત્ર નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

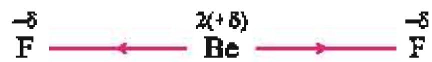
$$H—F \longrightarrow \overset{+\delta}{H} \longrightarrow \overset{-\delta}{F}$$

ધ્રુવીયતાના આ ગુણધર્મને કારણે અણુમાં દ્વિધ્રુવ-ચાકમાત્રા જોવા મળે છે. તેવી જ રીતે પાણીના અણુમાં એક જ ઑક્સિજન અને બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે કુલ બે સહસંયોજક બંધ રચાય છે. હાઇડ્રોજન તત્ત્વના પરમાણુની સાપેક્ષમાં ઑક્સિજન તત્ત્વની વધુ વિદ્યુતઋણમયતાને કારણે

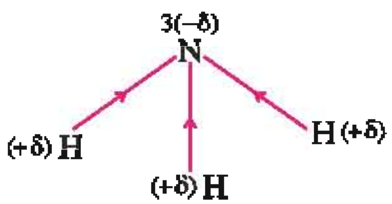
બંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ તેના ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ તરફ વધુ ખેંચાય છે. પરિણામે, પાણીના અણુમાં ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ પર આંશિક ઋણવીજભાર (–δ) અને હાઇડ્રોજન તત્ત્વના બંને પરમાણુ ઉપર આંશિક ધનવીજભાર (+δ) ઉદ્ભવે છે. આ ઉપરાંત ઑક્સિજન તત્ત્વના પરમાણુ પર રહેલાં બે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મો પણ ધ્રુવીયતાના ગુણધર્મોમાં નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે વધારો કરે છે :



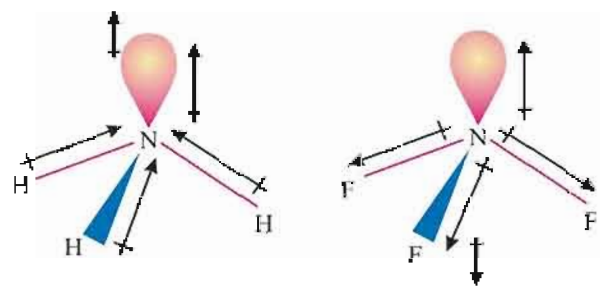
બેરિલિયમ ફ્લોરાઇડ (BeF_2) જેવા રેખીય અણુમાં બેરિલિયમ અને પ્રત્યેક ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે સમાન પરંતુ પરસ્પર વિરુદ્ધ ધ્રુવીયતા ઉદ્ભવે છે. આને પરિણામે કુલ પરિણામી ધ્રુવીયતાનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય છે અને અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય છે.



એમોનિયા (NH_3) અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય શૂન્ય નથી, તેથી તે સમરેખીય નથી, પરંતુ તેના અણુની રચના પિરામિડલ છે.



ફ્લોરિન તત્ત્વની વિદ્યુતઋણમયતા હાઇડ્રોજનતત્ત્વની વિદ્યુતઋણમયતા કરતાં વધારે હોવા છતાં પણ, NH_3ના અણુની દ્વિધ્રુવી ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય NF_3 અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાના મૂલ્ય કરતાં વધુ છે. આ બંને અણુઓમાં મધ્યસ્થ નાઇટ્રોજન પરમાણુ પર એક અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન-યુગ્મ છે. NH_3ના અણુમાં ત્રણ N–H બંધની ધ્રુવીયતા નાઇટ્રોજન પરમાણુ તરફ હોય છે. (હાઇડ્રોજન કરતાં નાઇટ્રોજનની વિદ્યુતઋણમયતા વધુ છે.) આમ, NH_3અણુમાં ત્રણ N–H બંધની ધ્રુવીયતા એક જ પરમાણુ નાઇટ્રોજન ઉપર સંકેન્દ્રિત થાય છે, તેથી પરિણામી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય વધે છે. જ્યારે NF_3 અણુમાં N–F બંધની ધ્રુવીયતા ફ્લોરિન પરમાણુ તરફની હોય છે. (નાઇટ્રોજન કરતાં ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણમયતા વધુ હોય છે.) આમ, NF_3અણુમાં ત્રણ N–F બંધની ધ્રુવીયતા અલગ-અલગ દિશામાં હોવાથી પરિણામી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનું મૂલ્ય, NH_3 અણુની સરખામણીમાં ઓછું હોય છે.



કોષ્ટક 1.6માં કેટલાક અણુઓની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનાં મૂલ્યો તથા તેઓની ભૌમિતિક રચના દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 1.6 કેટલાક પસંદગીના અણુઓની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા અને ભૌમિતિક આકાર

અણુનો પ્રકાર	ઉદાહરણ	દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા μ (D)	ભૌમિતિક આકાર
અણુ AB	HF	1.78	રેખીય
	HCl	1.07	રેખીય
	HBr	0.79	રેખીય
	HI	0.38	રેખીય
	H_2	0	રેખીય
અણુ AB_2	H_2O	1.85	વળેલો (bent)
	H_2S	0.95	વળેલો (bent)
	CO_2	0	રેખીય
અણુ AB_3	NH_3	1.47	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	NF_3	0.23	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	BF_3	0	સમતલીય ત્રિકોણાકાર

અણુ AB_4	CH_4	0	સમચતુષ્ફલકીય
	$CHCl_3$	1.04	સમચતુષ્ફલકીય
	CCl_4	0	સમચતુષ્ફલકીય

1.8 સહસંયોજક બંધનો અભિગમ (Approach to Covalent Bond)

સહસંયોજક બંધની સમજૂતી લૂઈસના સિદ્ધાંતથી આપી શકાય, પરંતુ અણુઓના આકાર તથા બંધની ધ્રુવીયતા આ સિદ્ધાંતથી સમજાવી શકાતી નથી. સહસંયોજક બંધની રચનાનો આધુનિક સિદ્ધાંત ક્વૉન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર પર આધારિત છે. આની સમજૂતી માટેના મુખ્ય બે અભિગમ, સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theroy : VBT) અને આણ્વિય કક્ષકવાદ (Molecular Orbital Thery : MOT) છે.

સૌપ્રથમ 1927માં હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) સંયોજકતા બંધનવાદનો સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો, જેને વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે સુધારા સાથે રજૂ કર્યો. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે પરમાણુઓની સંયોજકતા-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી બંધ રચાય છે. દા.ત., ડાયહાઇડ્રોજન અણુ, બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ સંયોજાવાથી બને છે. દરેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ, કેન્દ્રમાં એક પ્રોટોન અને તેની કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવે છે. સંયોજકતા બંધનવાદ પ્રમાણે પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુ 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચે એકલ સહસંયોજક બંધ, H—Hની રચના થાય છે. સંમિશ્રણ પામતી પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s-કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સ્પિન (ભ્રમણ)ની દિશા એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોય છે. હાઇડ્રોજન અણુની રચનામાં બે 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી વિરુદ્ધ સ્પિન ધરાવતા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુના કેન્દ્ર વચ્ચે રહે છે. આ બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, બંને કેન્દ્રો વડે એકસમાન આકર્ષણ અનુભવે છે.

1.9 સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theory)

1927 માં વૈજ્ઞાનિકો હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) સંયોજકતા બંધનવાદ સૌપ્રથમ રજૂ કર્યો, જેનો વિસ્તૃત અભ્યાસ અને વિકાસ વૈજ્ઞાનિકો લિનસ પાઉલિંગ (Linus Pauling) અને સ્લેટરે (Slater) કર્યો. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે જ્યારે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ સંમિશ્રણ પામે છે અને પરિણામે સહસંયોજક બંધની રચના પ્રાપ્ત થાય છે. આમ, એક પરમાણુની એક અર્ધપૂર્ણ કક્ષક, બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ કક્ષક સાથે સંમિશ્રણ પામી સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમ, સંયોજાતા પરમાણુઓ તેઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી કરી સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે. કેટલીક વખત સંયોજાતા બે પરમાણુઓ પૈકી કોઈ એક પરમાણુ પાસે પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષક હોય અને બીજા પરમાણુની કક્ષક ખાલી હોય તોપણ તેઓ એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ પામી વિશિષ્ટ પ્રકારના સહસંયોજક બંધ (જેને સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે.)ની રચના કરે છે.

હાઇડ્રોજન તત્ત્વના બે પરમાણુઓ A અને B કે જેઓ N_A અને N_B કેન્દ્ર ધરાવે છે. ધારો કે તે એકબીજાની નજીક જાય છે. બંને પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન અનુક્રમે e_A અને e_B થી દર્શાવેલ છે, જ્યારે આ બંને પરમાણુઓ એકબીજાથી ખૂબ જ વધુ અંતરે હોય છે ત્યારે તેઓ વચ્ચે આંતર આકર્ષણ હોતું નથી. જ્યારે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ વચ્ચે આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ-બળો ઉદ્ભવે છે.

આકર્ષણબળો નીચેનાં પરિબળોને લીધે ઉદ્ભવે છે :

(i) પરમાણુ પોતાના કેન્દ્ર અને (પોતાના જ) ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું આકર્ષણબળ અર્થાત્ $N_A - e_A$ અને $N_B - e_B$.

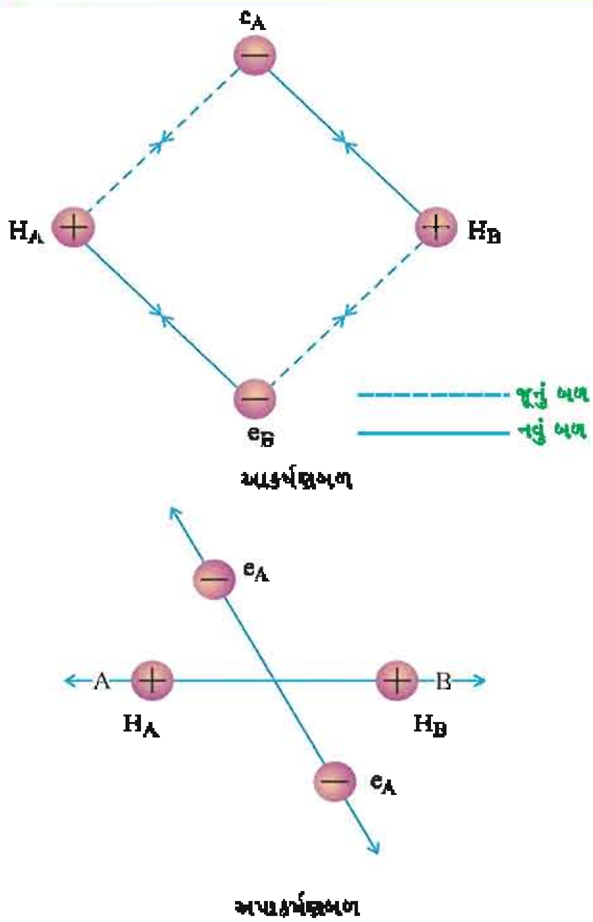
(ii) એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને બીજા પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું આકર્ષણબળ અર્થાત્ $N_A - e_B$ અને N_B અને e_A.

તેવી જ રીતે અપાકર્ષણબળો પણ નીચેનાં પરિબળોને લીધે ઉદ્ભવે છે :

(i) બંને પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રૉન-ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણબળ અર્થાત્ $e_A - e_B$.

(ii) બંને પરમાણુઓનાં કેન્દ્રો વચ્ચે ઉદ્ભવતું અપાકર્ષણ-બળ અર્થાત્ $N_A - N_B$.

આકર્ષણબળો બંને પરમાણુઓને એકબીજાંની નજીક લઈ જવા પ્રયત્ન કરે છે, જ્યારે અપાકર્ષણબળો બંને પરમાણુઓને એકબીજાંથી દૂર ધકેલવાનો પ્રયત્ન કરે છે. આકૃતિ 1.2માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.2 H_2 અણુની રચનામાં ઉદ્‌ભવતાં આકર્ષણ અને અપાકર્ષણબળો

પ્રયોગોથી સાબિત થયું છે કે આકર્ષણબળોની માત્રા, અપાકર્ષણબળોની માત્રા કરતાં વધારે છે. પરિણામે બંને પરમાણુઓ એકબીજાની નજીક જાય છે અને તેઓની સ્થિતિ ઊર્જા ઘટે છે. બંને પરમાણુઓ એકબીજાની તેટલી હદ સુધી નજીક જઈ શકે છે કે જ્યારે આકર્ષણબળો, અપાકર્ષણબળોને સમતુલિત કરે છે અને પ્રણાલી ન્યૂનતમ ઊર્જા પ્રાપ્ત કરે છે. આ તબક્કે બંને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એકબીજા સાથે જોડાઈ અમુક ચોક્કસ અંતર રાખી સ્થાયી હાઇડ્રોજન અણુની રચના કરે છે. આ ચોક્કસ અંતર અથવા બંધલંબાઈ 74 pm છે.

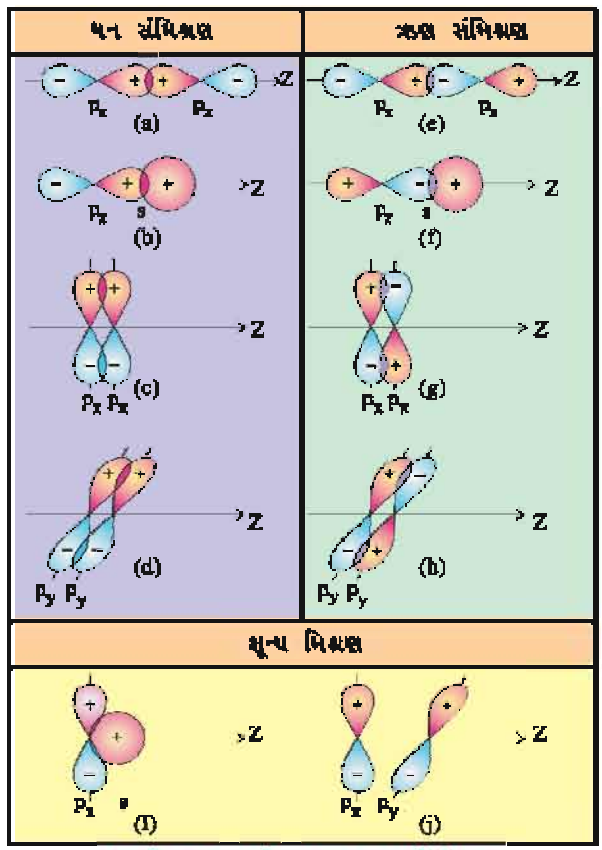
સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓ : સંયોજકતા બંધનવાદ મુજબ સમાન શક્તિવાળી, અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી (અને સમાન સંમિતિ ધરાવતી) પરમાણુકક્ષકો એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ પામી સહસંયોજક બંધની રચના કરે છે અને પરિણામે સંયોજકતા કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મીકરણ થાય છે. સહસંયોજક બંધની પ્રબળતા, પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણની માત્રાને સમપ્રમાણમાં હોય છે. અર્થાત્ જો પરમાણુની સંયોજકતા-કક્ષકોનું એકબીજા સાથે સંમિશ્રણ વધુ થાય, તો સહસંયોજક બંધ વધુ પ્રબળ હોય છે. સરળ ભાષામાં સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓ નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

(i) સામાન્ય રીતે સંમિશ્રણ પામતી પરમાણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જામાં વધુ તફાવત હોવો જોઈએ નહિ.

(ii) સંમિશ્રણ પામતી પરમાણ્વિય કક્ષકો અર્ધપૂર્ણ હોવી જોઈએ અને તેમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની ભ્રમણની દિશા એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોવી જોઈએ.

(iii) પરમાણ્વિય કક્ષકોનું યોગ્ય માત્રામાં સંમિશ્રણ થવું જોઈએ, જેથી રાસાયણિક બંધની રચના થઈ શકે.

પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : જ્યારે બે પરમાણુઓ, એકબીજાની નજીક આવે છે, ત્યારે તેઓ વચ્ચે પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ થાય છે. આ સંમિશ્રણ ધન, ઋણ કે શૂન્ય હોઈ શકે, જેનો આધાર સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુ કક્ષકોના ગુણધર્મ પર રહેલો છે. s અને p-કક્ષકોની વિવિધ સંમિશ્રણ ગોઠવણી આકૃતિ 1.3માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.3 s અને p પરમાણુકક્ષકોનું ધન, ઋણ અને શૂન્ય સંમિશ્રણ

પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણની અભિધારણાઓ સમકેન્દ્રીય, વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણુ અણુઓ તથા બહુકેન્દ્રીય અણુઓને એકસમાન રીતે જ લાગુ પડે છે. CH_4, NH_3 અને H_2O જેવા બહુકેન્દ્રીય પરમાણુઓ ધરાવતા અણુઓમાં

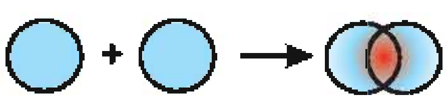
રાસાયણિક બંધન સંયોજકતા બંધનવાદની મદદથી સમજાવી શકાય છે. તેમના આકાર અને બંધકોણ પણ જાણી શકાય છે. આપણે જાણીએ છીએ કે CH_4, NH_3 અને H_2O અણુઓના આકાર અનુક્રમે સમચતુષ્ફલકીય, પિરામિડલ તથા વળેલો (bent) જોવા મળે છે. આ ભૌમિતિક આકારોને પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણના સંદર્ભમાં પણ સમજાવી શકાય.

CH_4 અણુના મધ્યસ્થ પરમાણુ કાર્બનની ધરાસ્થિતિમાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના [He] $2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$ છે અને ઉત્તેજિત અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોનીયરચના [He] $2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ છે. આમ, કાર્બન પરમાણુની ચાર અર્ધપૂર્ણ કક્ષકો ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓની 1s અર્ધપૂર્ણ પરમાણ્વિય કક્ષકોની સાથે સંમિશ્રણ પામી ચાર C—H બંધ બનાવે છે. કાર્બન પરમાણુની ત્રણ p-કક્ષકો એકબીજાને 90^0 ના ખૂણે આવેલી છે, તેથી ત્રણ C—H બંધ પણ એકબીજાથી 90^0ના ખૂણે જોવા મળે છે. પરંતુ કાર્બન પરમાણુની 2s-કક્ષક અને હાઇડ્રોજન પરમાણુની 1s-કક્ષક સંમિતીય રીતે ગોળાકાર છે, તેથી તેઓ એકબીજા સાથે ગમે તે દિશામાં સંમિશ્રણ પામી શકે છે. તેથી ચોથા C—H બંધની દિશા સ્પષ્ટ રીતે નક્કી કરી શકાતી નથી. પરંતુ આ ધારણા સમચતુષ્ફલકીય અણુરચના કે જેમાં બંધકોણ $109^0 28'$નો હોય છે, તેની સાથે સુસંગત નથી. આથી કહી શકાય કે પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ સદિશ ગુણધર્મો ધરાવતું નથી. આ જ રીતે NH_3 અને H_2Oના અણુના આકાર તથા બંધકોણ સમજાવી શકાય.

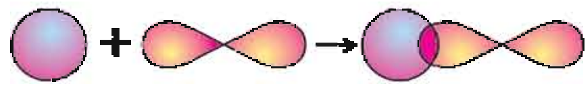
સંમિશ્રણના પ્રકાર અને સહસંયોજક બંધનો સ્વભાવ : સહસંયોજક બંધને પરમાણુકક્ષકોના સંમિશ્રણથી રચાતા બંધને આધારે બે પ્રકારમાં વહેંચી શકાય છે :

(i) σ-બંધ : આ પ્રકારનો σ સહસંયોજક બંધ, આંતરકેન્દ્રીય અક્ષ ધરાવતી બે પરમાણુકક્ષકોના છેડાના સંમિશ્રણથી (end to end overlapping) પ્રાપ્ત થાય છે. તેને અક્ષીય સંમિશ્રણ (axial overlap) પણ કહે છે. આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ નીચે દર્શાવેલ પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી પ્રાપ્ત થાય છે.

s—s કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : આ પ્રકારમાં એક જ અક્ષ ધરાવતી બે અર્ધપૂર્ણ 's', કક્ષકોનું સંમિશ્રણ જોવા મળે છે.

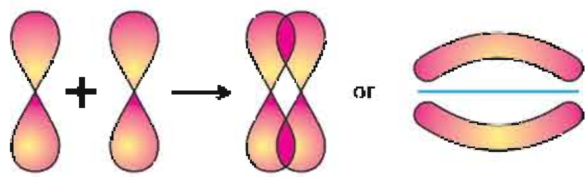


s—p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : આ પ્રકારમાં એક પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ s-કક્ષક અને બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષક વચ્ચે સંમિશ્રણ થાય છે.



p—p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ : એકબીજાની નજીક જતાં બે પરમાણુઓની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી p—p કક્ષકોનું સંમિશ્રણ જોવા મળે છે.

(ii) π—બંધ : આ પ્રકારના π—સહસંયોજક બંધની રચનામાં સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુકક્ષકોના અક્ષ એકબીજાને સમાંતર રહે છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષને લંબરૂપે રહે છે.



કોઈ પણ પ્રકારના σ— અથવા π—બંધની પ્રબળતા પરમાણ્વિય કક્ષકોની સંમિશ્રણની માત્રાને સમપ્રમાણ હોય છે. σ—બંધની રચનામાં પરમાણ્વિય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ વધુ પ્રમાણમાં થાય છે, પરિણામે σ—બંધ પ્રબળ હોય છે. π— બંધની રચનામાં પરમાણ્વિય કક્ષકોનું બાજુ-બાજુ (side-wise side)માંથી સંમિશ્રણ થતું હોવાથી સંમિશ્રણની માત્રા ઓછી હોય છે, પરિણામે π—બંધ, σ—બંધની સાપેક્ષમાં નિર્બળ હોય છે.

1.10 આણ્વિય કક્ષકવાદ (Molecular Orbital Theory)

આણ્વિય કક્ષકવાદ સૌપ્રથમ 1932માં વૈજ્ઞાનિકો મુલિકન (Mulliken) અને હુન્ડે (Hund) રજૂ કર્યો. તેમના મત મુજબ અણુની આણ્વિય કક્ષકનું વર્ણન પરમાણુની પરમાણ્વિય કક્ષક જેવું જ હોય છે. પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોન પરમાણ્વિય કક્ષકો (જેવી કે... s, p, d... વગેરે)માં ગોઠવાય છે, તેવી જ રીતે અણુના ઇલેક્ટ્રોન આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાતા હોય છે. પરમાણુના કેન્દ્રની આજુબાજુ ઇલેક્ટ્રોનનું સંભાવના-વિતરણ (probability distribution) પરમાણ્વિય કક્ષક દ્વારા દર્શાવાય છે. તે જ પ્રમાણે અણુના કેન્દ્રના સમૂહની આજુબાજુ ઇલેક્ટ્રોનનું સંભાવના-વિતરણ આણ્વિય કક્ષક દ્વારા દર્શાવાય છે. આણ્વિય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી આઉફ-બાઉનો નિયમ, પૌલીનો નિષેધનો નિયમ તથા હુન્ડના મહત્તમ ભ્રમણના નિયમોને આધીન રહીને કરવામાં આવે છે.

આણ્વિય કક્ષકવાદના મહત્ત્વના મુદ્દાઓ :

(i) પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉન જેવી રીતે અલગ-અલગ પરમાણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા હોય છે, તેવી જ રીતે અણુના ઇલેક્ટ્રૉન પણ વિવિધ આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા હોય છે.

(ii) સમાન શક્તિવાળી અને યોગ્ય સંમિતિ ધરાવતી પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજા સાથે કોઈ ચોક્કસ રીતે જોડાઈ આણ્વિય કક્ષકો આપે છે.

(iii) પરમાણ્વિય કક્ષકોમાં રહેલાં ઇલેક્ટ્રૉન ફક્ત એક જ કેન્દ્રની અસર હેઠળ હોય છે. જ્યારે આણ્વિય કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન બે કે વધારે કેન્દ્રની અસર હેઠળ હોય છે. તેનો આધાર અણુમાં કેટલા પરમાણુઓ રહેલા છે, તેના પર છે. આમ, પરમાણ્વિય કક્ષકો એક-કેન્દ્રીય (monocentric) છે જ્યારે આણ્વિય કક્ષકો બહુ-કેન્દ્રીય (polycentric) છે.

(iv) જેટલી સંખ્યામાં પરમાણ્વિય કક્ષકો એકબીજા સાથે જોડાય તેટલી સંખ્યામાં આણ્વિય કક્ષકો પ્રાપ્ત થાય છે. આ પૈકી અડધી સંખ્યા આણ્વિય કક્ષકો બંધકારક આણ્વિય કક્ષકો (Bonding Molecular Orbital : BMO) કહેવાય છે. બાકીની અડધી સંખ્યાની આણ્વિય કક્ષકોને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો (Antibonding Molecular Orbital : ABMO) કહે છે.

(v) જે-તે પરમાણ્વિય કક્ષકોના જોડાવાથી પ્રાપ્ત થતી બંધકારક આણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જા, બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકોની સરખામણીમાં ઓછી હોય છે.

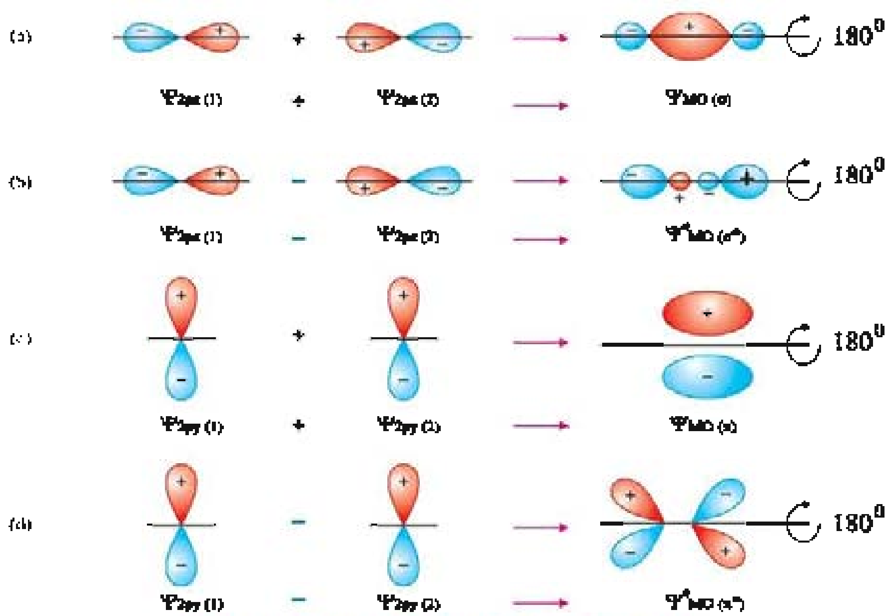
પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન(LCAO) અને આણ્વિય કક્ષકોની રચના : તરંગ યંત્રશાસ્ત્ર અનુસાર આણ્વિય કક્ષકોની રચના જે બે પરમાણુ વચ્ચે બંધ રચાતો હોય તેના સ્વીકાર્ય તરંગવિધેયોનો એકઘાત સંચય અથવા પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (Linear Combination of Atomic Orbitals) છે. જ્યારે બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ જોડાઈને H_2 અણુ બને ત્યારે પ્રત્યેક હાઇડ્રોજન પરમાણુનું સ્વીકાર્ય તરંગવિધેય $\Psi_{1s(1)}$ અને $\Psi_{1s(2)}$ના એકઘાત સંચય અથવા રૈખિક સંગઠન નીચે પ્રમાણે બે રીતે થઈ શકે છે, તેથી બે સ્વીકાર્ય તરંગવિધેય Ψ_{MO} અને Ψ^*_{MO} રચાય છે.

$$\Psi_{MO} = \Psi_{1s(1)} + \Psi_{1s(2)}$$

$$\Psi^*_{MO} = \Psi_{1s(1)} - \Psi_{1s(2)}$$

અહીં (1) અને (2) હાઇડ્રોજનના બે પરમાણુ માટે વપરાતો ક્રમાંક છે. અહીં રચાતાં બે આણ્વિય તરંગવિધેયો બે આણ્વિય કક્ષકો વર્ણવે છે. Ψ_{MO} દ્વારા નિર્દેશિત થતી આણ્વિય કક્ષકને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે અને Ψ^*_{MO} દ્વારા નિર્દેશિત થતી આણ્વિય કક્ષકને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે.

બે 1s-કક્ષકોના પૂરક સંમિશ્રણથી આણ્વિય કક્ષક બને ત્યારે બંને પરમાણુકેન્દ્રો પર છવાયેલી હોય છે. આ આણ્વિય કક્ષકની કુલ ઊર્જા બંને પરમાણ્વિય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા કરતાં ઓછી હોય છે, તેને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે. જ્યારે બે 1s-કક્ષકોના વિરોધક સંમિશ્રણથી પરમાણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જા કરતાં વધારે ઊર્જાવાળી આણ્વિય કક્ષક બને તેને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક કહે છે.



આકૃતિ 1.4 બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો

આકૃતિ 1.4માં આડી રેખા બંધ ધરી છે. (+) તથા (–) ચિહ્નો તરંગવિધેયનાં ચિહ્નો છે, જે વિદ્યુતભાર દર્શાવતાં નથી. ધરીનું ભ્રમણ 180^0ના કોણથી કરતાં (a) અને (b) માં (+) અને (–)ચિહ્નોનાં સ્થાન બદલાતાં નથી, તેથી આ આણ્વિય કક્ષકો નળાકાર સમમિતિ ધરાવે છે. આ આણ્વિય કક્ષકો σ સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે. (a)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવના વધુ હોવાથી આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકને બંધકારક આણ્વિય કક્ષક (σ) કહે છે. (b)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવના ઓછી હોવાથી આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકમાં પ્રવેશતા ઇલેક્ટ્રોન-બંધનો પ્રતિકાર કરે છે, તેથી તેની બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક (σ*) કહે છે. (c) અને (d) દ્વારા દર્શાવેલી આણ્વિય કક્ષકો π પ્રકારની છે. કારણ કે બંધ ધરીનું ભ્રમણ 180^0ના કોણથી ભ્રમણ કરતાં તરંગવિધેયનાં ચિહ્નોનાં સ્થાન બદલાય છે. (c)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવના વધુ હોવાથી તે π પ્રકારની બંધકારક આણ્વિય કક્ષક (π) છે, જ્યારે (d)માં બે કેન્દ્ર વચ્ચેના ક્ષેત્રમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવના ઘટતી હોવાથી તે π પ્રકારની બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક (π*)છે. આ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકમાં બે કેન્દ્ર વચ્ચે નોડલ સમતલ હોય છે. નોડલ સમતલમાં ઇલેક્ટ્રૉન મળવાની સંભાવના શૂન્ય હોય છે.

પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટેની શરતો : પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી જ્યારે આણ્વિય કક્ષકોની રચના થાય ત્યારે, કેટલીક જરૂરિયાતો સંતોષાવી જોઈએ. આ જરૂરિયાતોને પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો પણ કહે છે, જે નીચે મુજબ છે :

(i) સંયોજાતા પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકો સમાન ઊર્જા ધરાવતી હોવી જોઈએ.

(ii) સંયોજાતા પરમાણુઓ શક્ય તેટલા એકબીજાની નજીક હોવા જોઈએ, જેથી પરમાણ્વિય કક્ષકોની અક્ષ પર સંમિશ્રણ વધુ થઈ શકે.

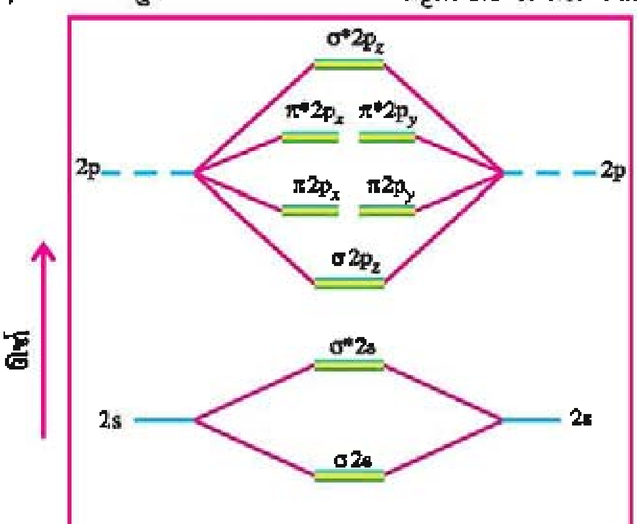
(iii) સંયોજાતી બંને પરમાણ્વિય કક્ષકોની સંમિતિ સમાન હોવી જોઈએ.

1.11 આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર (Types of Molecular Orbitals)

દ્વિપરમાણ્વિય અણુની આણ્વિય કક્ષકો સામાન્ય રીતે σ અને πથી દર્શાવાય છે. σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો બંધ ધરીની આસપાસ સંમિતિ ધરાવે છે, જ્યારે π પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો બંધ ધરીની આસપાસ સંમિતિ ધરાવતી નથી. સામાન્ય રીતે s–s કક્ષકો તથા s–p પ્રકારના રૈખિક સંગઠનથી σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે. p_z–p_z પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી σ પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે. p_x–p_x તથા p_y–p_y પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી π–બંધ મળે છે.

1.12 આણ્વિય કક્ષકો અને તેમની સાપેક્ષ ઊર્જા (Molecular Orbitals and their Relative Energies)

જ્યારે બે પરમાણુઓ નજીક આવી આણ્વિય કક્ષકો રચે ત્યારે આણ્વિય કક્ષકોની કુલ સંખ્યા તે બે પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકોની કુલ સંખ્યા જેટલી જ હોય છે. હાઇડ્રોજનથી નિયોન સુધીનાં તત્ત્વોના બે પરમાણુઓ નજીક લાવીને તત્ત્વમાંથી દ્વિપરમાણ્વિય અણુ રચાય, ત્યારે રચાતી આણ્વિય કક્ષકોના પ્રકાર અને તેમની સાપેક્ષ શક્તિ આકૃતિ 1.5 પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.



આકૃતિ 1.5 આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

આણ્વિય કક્ષકોની ઊર્જાનો ચઢતો ક્રમ H_2 થી N_2 અણુઓ માટે નીચે પ્રમાણે છે :

$\sigma 1s < \sigma^*1s < \sigma 2s < \sigma^*2s < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < \sigma 2p_z < (\pi^*2p_x = \pi^*2p_y) < \sigma^*2p_z$

પરંતુ O_2થી Ne_2 અણુઓ માટે આ ક્રમ બદલાય છે, જે નીચે પ્રમાણે છે :

$\sigma 1s < \sigma^*1s < \sigma 2s < \sigma^*2s < \sigma 2p_z < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < (\pi^*2p_x = \pi^*2p_y) < \sigma^*2p_z$

1.13 આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના અને બંધક્રમાંક (Molecular Electronic Configuration and Bond Order)

વિવિધ આણ્વિય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રૉનની વહેંચણીને આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના કહે છે. અણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પરથી કેટલીક અગત્યની માહિતી મળે છે.

અણુની સ્થાયિતા : ધારો કે અણુમાં N_b એ બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા હોય અને N_a બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા હોય, તો

(i) $N_b > N_a$ માટે અણુ વધુ સ્થાયી હોય છે.

(ii) $N_b < N_a$ માટે અણુ અસ્થાયી બને છે.

બંધક્રમાંક અને સ્થાયિતા : અણુની સ્થાયિતા, બંધક્રમાંકના મૂલ્યના સમપ્રમાણમાં હોય છે.

બંધક્રમાંક : બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની કુલ સંખ્યા (N_b) અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની કુલ સંખ્યા (N_a)ના તફાવતને બે વડે ભાગવાથી બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય મળે છે. અર્થાત્

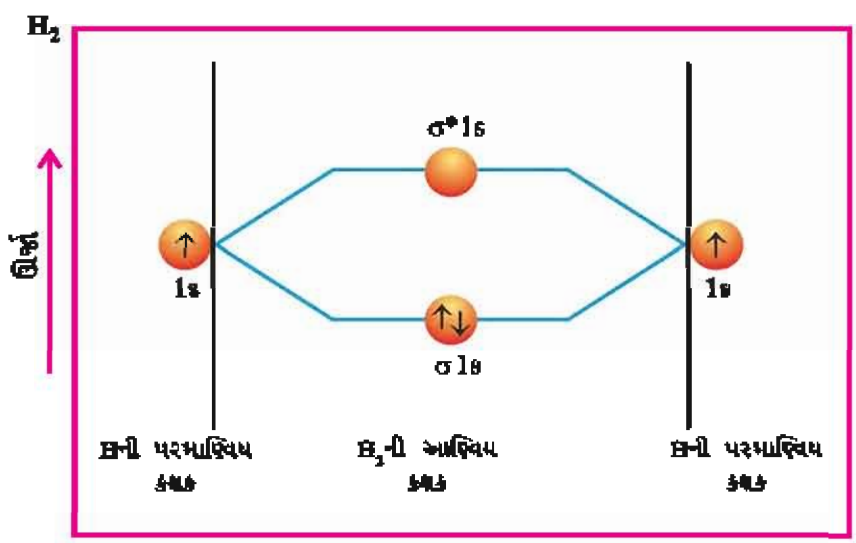
$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a]$$

જો બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય ધન હોય ($N_b > N_a$), તો અણુ સ્થાયી બને છે. પરંતુ ઋણ અથવા શૂન્ય બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય ($N_b < N_a$ અથવા $N_b = N_a$) અણુની અસ્થાયિતા સૂચવે છે.

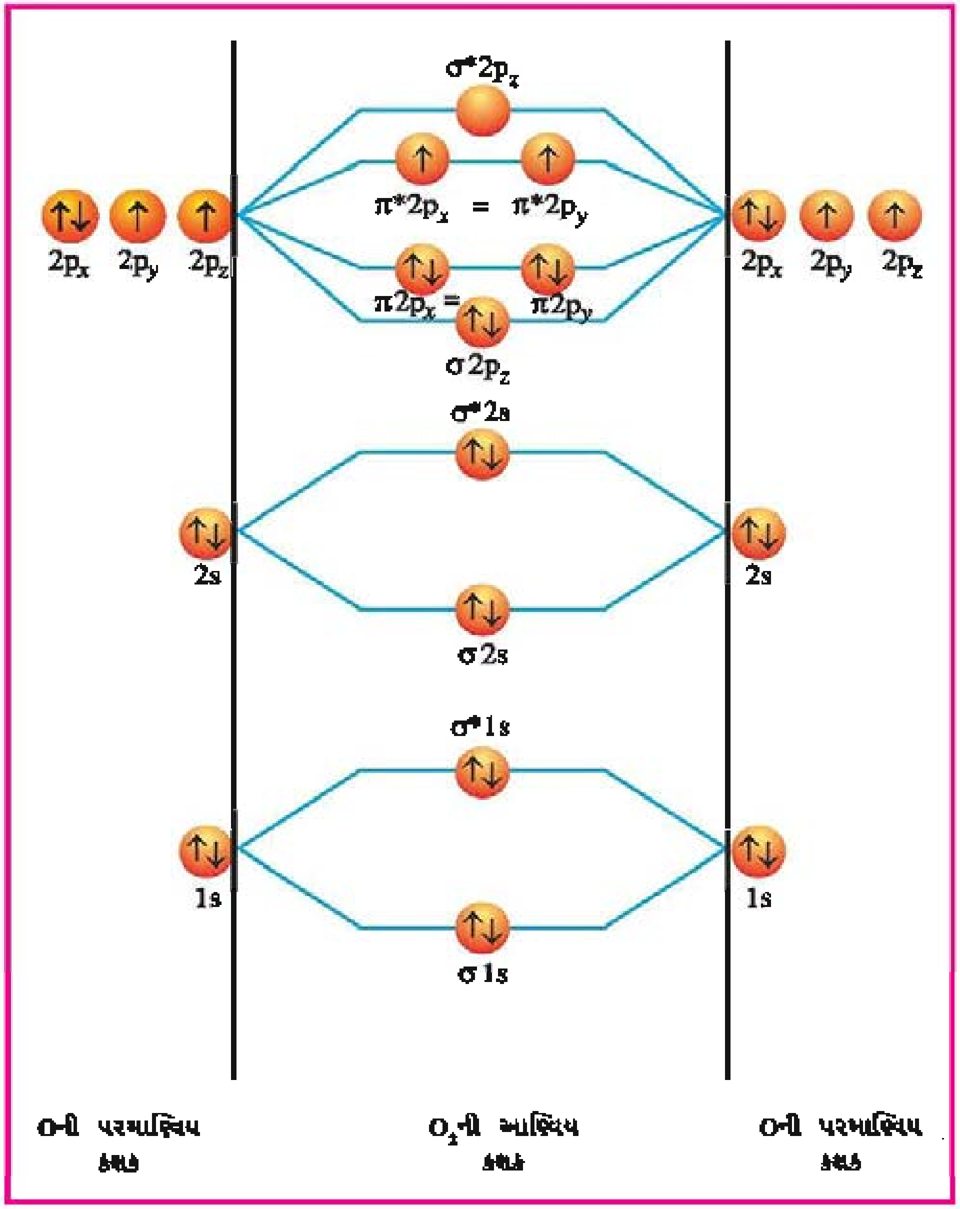
જો આણ્વિય ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોય તો તે અણુ/આયન અનુચુંબકીય બને અને જો બધા જ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મિત હોય તો તે પ્રતિચુંબકીય બને છે.

1.14 H_2 થી Ne_2 જેવા સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયિતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો (Energy Level Diagram Bond Order, Stability and Magnetic Properties of Homonuclear Diatomic Molecules like He_2 to Ne_2)

કોઈ પણ સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુની આણ્વિય કક્ષકોના ઊર્જાસ્તર આરેખ આકૃતિ 1.5 પ્રમાણે દોરી, તેમાં ઇલેક્ટ્રૉનની ગોઠવણી કરી બંધક્રમાંકની ગણતરી કરી શકાય. H_2 અણુ તથા O_2 અણુની આણ્વિય કક્ષકના ઊર્જાસ્તર આરેખ ઉદાહરણરૂપે અનુક્રમે આકૃતિ 1.6(a) અને (b)માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.6 (a) H_2ની આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ



આકૃતિ 1.6 (b) O_2ની આણ્વિય કક્ષકનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

(1) H_2 અણુ : H પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^1$ છે, તેથી H_2 અણુમાં કુલ બે ઇલેક્ટ્રોન છે. આ બંને ઇલેક્ટ્રોનની આણ્વિય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે થશે :

$$H_2 = (\sigma 1s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a] = \frac{1}{2}[2 - 0] = 1$$

તેથી H_2 અણુમાં H–H છે.

(2) He_2 અણુ : He પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2$ અણુ છે, તેથી He_2 અણુમાં કુલ ચાર ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમની આણ્વિય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$He_2 = (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a] = \frac{1}{2}[2 - 2] = 0$$

અહીં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય મળે છે. જે સૂચવે છે કે He_2 અણુ અસ્થાયી છે માટે He_2 અણુ શક્ય નથી.

(3) Li_2 અણુ : Li પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^1$ છે. આમ Li_2 અણુમાં કુલ છ ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$Li_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[4 - 2] = 1$$

તેથી Li_2 માં Li – Li છે.

(4) Be_2 અણુ : Be પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2$ છે. આમ, Be_2 અણુમાં કુલ આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે, જે આણ્વિય કક્ષકોમાં નીચે મુજબ ગોઠવાશે :

$$Be_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[4 - 4] = 0$$

આમ, Be_2 અણુમાં બંધક્રમાંકનું શૂન્ય મૂલ્ય અસ્થાયી અણુ સૂચવે છે.

(5) B_2 અણુ : B પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^1$ છે. આમ, બોરોન અણુમાં કુલ દસ ઇલેક્ટ્રોન છે, જે આણ્વિય કક્ષકોમાં નીચે પ્રમાણે ગોઠવાશે :

$$B_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^1 = (\pi 2p_y)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[6 - 4] = 1$$

આમ, B_2માં B – B છે. અહીં બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનને કારણે B_2 અણુ અનુચુંબકીય છે.

(6) C_2 અણુ : C પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^2$ છે, તેથી C_2 અણુમાં રહેલ કુલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા 12 થશે. તેમની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે છે :

$$C_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[8 - 4] = 2$$

તેથી C_2માં C = C છે. બધા જ ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મિકરણ થયેલું હોવાથી C_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(7) N_2 અણુ : N પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^3$ છે, તેથી N_2 અણુમાં કુલ 14 ઇલેક્ટ્રોન છે. તેમની આણ્વિય કક્ષકમાંની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે થશે :

$$N_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[10 - 4] = 3$$

તેથી N_2 અણુમાં $N \equiv N$ છે. બધાજ ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મિકરણ થયેલું હોવાથી N_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(8) O_2 અણુ : O પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^4$ છે, તેથી તેમાં કુલ 16 ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમની આણ્વીય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે થશે :

$$O_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\pi^*2p_x)^1 = (\pi^*2p_y)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}\,[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}\,[10 - 6] = 2$$

તેથી O_2 અણુમાં O = O છે. O_2 અણુમાં બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન હોવાથી તે અનુચુંબકીય છે. આ પરિણામ આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંતની વિશિષ્ટતા દર્શાવે છે, કારણ કે સંયોજકતા બંધનવાદ પ્રમાણે O_2 અણુ પ્રતિચુંબકીય છે.

(9) F_2 અણુ : F પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\,2s^2\,2p^5$ છે, તેથી F_2 અણુમાં કુલ 18 ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$F_2 = (\sigma 1s)^2\,(\sigma^*1s)^2\,(\sigma 2s)^2\,(\sigma^*2s)^2\,(\sigma 2p_z)^2$$
$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2\,(\pi^*2p_x)^2 = (\pi^*2p_y)^2$$

બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2} [N_b - N_a]$

$= \frac{1}{2} [10 - 8] = 1$

તેથી F_2 અણુમાં $F - F$ છે. F_2 અણુમાં બધા જ યુગ્મિત સ્વરૂપે હોવાથી તે પ્રતિચુંબકીય છે.

(10) Ne_2 અણુ : Ne પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ છે. Ne_2 કુલ 20 ઇલેક્ટ્રોન છે, જેમની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે છે :

$$Ne_2 = (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2 (\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\pi^* 2p_x)^2 = (\pi^* 2p_y)^2 (\sigma^* 2p_z)^2$$

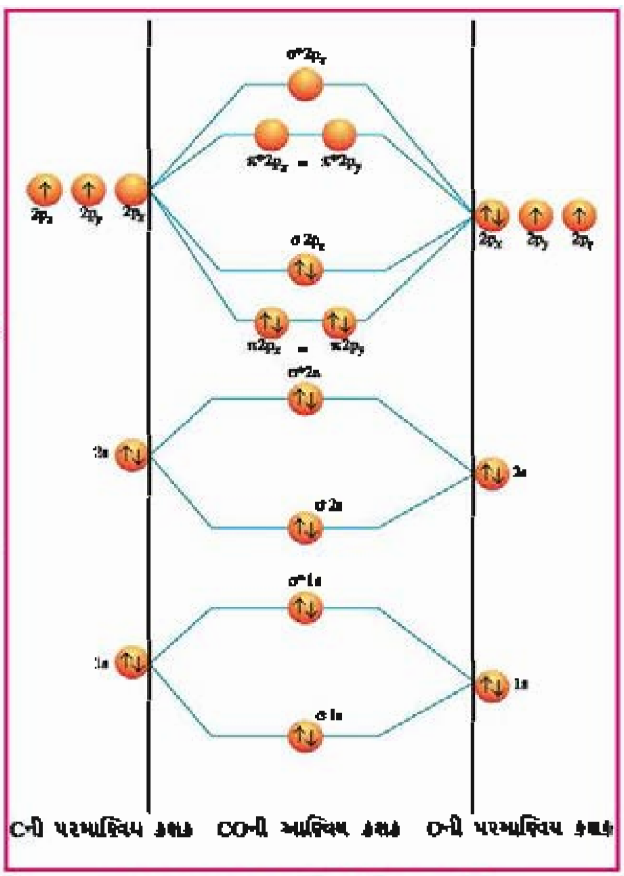
બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2} \left[N_b - N_a\right]$

$= \frac{1}{2} \left[10 - 10\right] = 0$

અહીં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય છે, તેથી Ne_2 અણુ શક્ય નથી.

1.15 CO અને NO જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુના ઊર્જાસ્તર આરેખ, બંધક્રમાંક, સ્થાયિતા અને ચુંબકીય ગુણધર્મો (The Energy Diagram, Bond Order, Stability and Magnetic Properties of Heteronuclear diatomic Molecules Like CO and NO)

CO (કાર્બન મોનોક્સાઇડ) અણુ : CO વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે. તેમાં કાર્બન અને ઑક્સિજન એમ બે અલગ-અલગ તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે છે. માટે તે વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે. આ બંને પરમાણુઓ કાર્બન અને ઑક્સિજનની પરમાણ્વિય કક્ષકોના ઊર્જા-સ્તરમાં તફાવત છે. કાર્બન પરમાણુની સરખામણીમાં ઑક્સિજન પરમાણુની અનુરૂપ કક્ષકોના ઊર્જાસ્તર નીચી સપાટીએ છે, અર્થાત્ ઓછી ઊર્જા ધરાવે છે. પરિણામે તે વધુ સ્થાયી પણ છે. કાર્બન મોનોક્સાઇડ અણુમાં કુલ 14 ઇલેક્ટ્રોન (છ ઇલેક્ટ્રોન કાર્બન પરમાણુના તથા આઠ ઇલેક્ટ્રોન ઑક્સિજન પરમાણુના) છે. આ ચૌદ ઇલેક્ટ્રોન કાર્બન અને ઑક્સિજન પરમાણુઓની પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંગઠનથી પ્રાપ્ત થતી આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવાય છે. કાર્બન મોનોક્સાઇડનો ઊર્જાસ્તર આરેખ પરથી જોઈ શકાશે કે તેમાં બધા જ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મિત છે, તેથી તે પ્રતિચુંબકીય છે. CO અણુનો ઊર્જાસ્તર આલેખ આકૃતિ 1.7માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.7 CO અણુનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

કાર્બન મોનોક્સાઇડ અણુમાં રહેલા ચૌદ ઇલેક્ટ્રોનની આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

$$CO : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2$$

$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\sigma 2p_z)^2$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}[10 - 4] = 3$$

આથી COમાં $C \equiv O$ થશે.

NO (નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ) અણુ : NO અણુ વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે, તેની રચનામાં નાઇટ્રોજન અને ઑક્સિજન એમ બે અલગ-અલગ તત્ત્વના પરમાણુઓ ભાગ લે માટે તે વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુ છે. આ બંને પરમાણુઓના ઊર્જાસ્તરમાં તફાવત છે. નાઇટ્રોજન પરમાણુની સરખામણીમાં ઑક્સિજન પરમાણુની અનુરૂપ કક્ષકોની ઊર્જા ઓછી છે.

NO અણુમાં કુલ 15 ઇલેક્ટ્રોન (સાત ઇલેક્ટ્રોન નાઇટ્રોજન તત્ત્વના અને આઠ ઇલેક્ટ્રોન ઑક્સિજન તત્ત્વના) છે. આ 15 ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી આણ્વિય કક્ષકોમાં આકૃતિ 1.8માં દર્શાવ્યા મુજબ થઈ શકે.

NO અણુના ઇલેક્ટ્રોનની, આણ્વિય કક્ષકોમાં ગોઠવણી નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

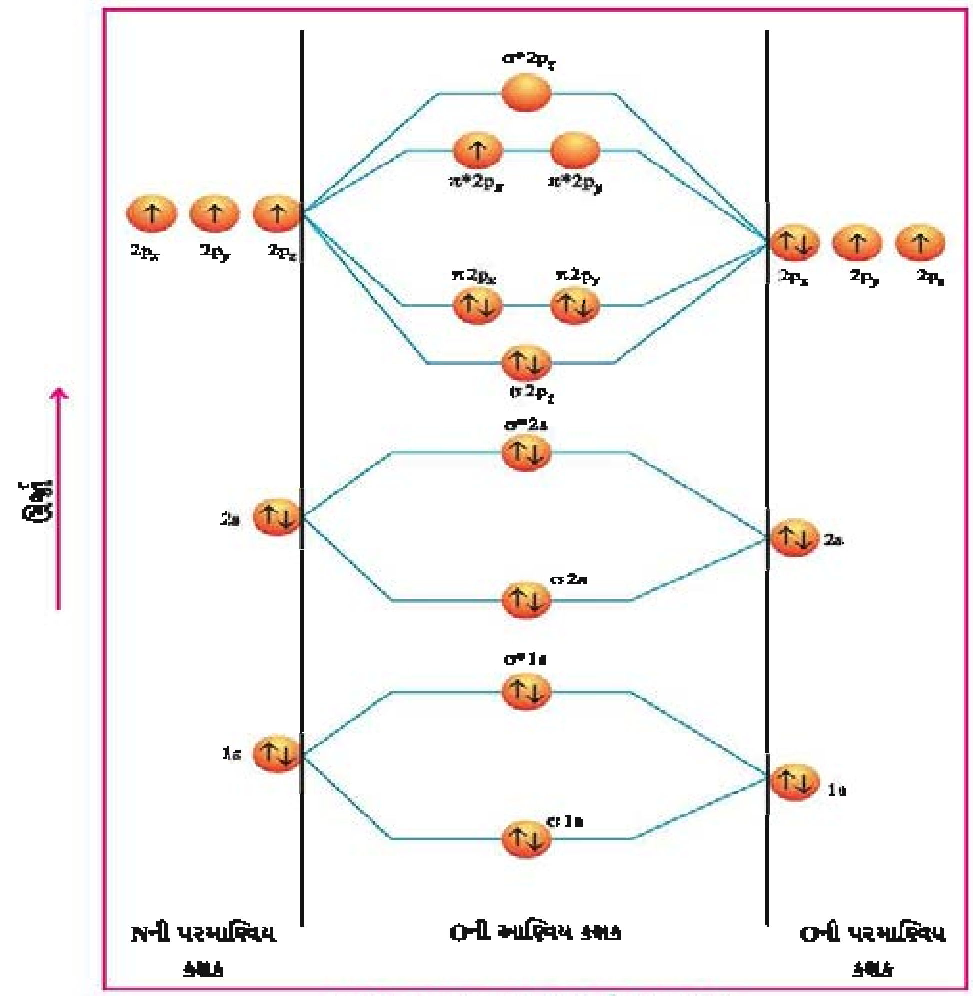
$$NO : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2$$

$$(\pi 2p_x)^2 = (\pi 2p_y)^2 (\pi^* 2p_x)^1$$

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2}[N_b - N_a]$$

$$= \frac{1}{2}[10 - 5] = 2.5$$

NO અણુમાં એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન હોવાથી તે અનુચુંબકીય છે અને બંધક્રમાંક અપૂર્ણાંક હોઈ NO અણુ અસ્થાયી છે. 1s-કક્ષકો (આંતઃકક્ષા)માં રહેલા ઇલેક્ટ્રોન બંધ બનાવવામાં ભાગ લેતા નથી, તેથી તેમને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન (Non-bonding) કહે છે.



આકૃતિ 1.8 NO અણુનો ઊર્જાસ્તર આરેખ

1.16 આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ (Intermolecular Attraction Force)

વાયુની આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલનના અભ્યાસને આધારે વાન્ ડર વાલ્સ નામના વૈજ્ઞાનિકે અણુ-અણુ વચ્ચે ઉદ્ભવતું નિર્બળ આકર્ષણ દર્શાવ્યું. આ નિર્બળ આકર્ષણનું અસ્તિત્વ બીજા કોઈ પણ રાસાયણિક આકર્ષણબળ વડે સમજાવી શકાતું નથી, તેથી તેને વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણ બળ કહે છે. આ બળ સાર્વત્રિક છે. આયનીય પદાર્થોના ઘટકોમાં તેમજ સહસંયોજક પદાર્થોના ઘટકો વચ્ચે વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ પ્રવર્તતું હોય છે. તેનું પરિમાણ બીજા આકર્ષણબળોની સાપેક્ષમાં ખૂબ જ ઓછું હોવાને લીધે મોટા ભાગે બીજાં આકર્ષણબળોના પ્રભાવથી ઢંકાયેલું હોય છે. આ આકર્ષણબળ ખૂબ જ ઓછા અંતર 4.5 Å સુધી પ્રવર્તે છે. અણુની સપાટી પરના ઇલેક્ટ્રૉન બીજા અણુના કેન્દ્રનું આકર્ષણ અનુભવે છે, તેથી વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ ઉત્પન્ન થાય છે. આ આકર્ષણબળની પ્રબળતા જુદા-જુદા પદાર્થોના અણુ વચ્ચે જુદી-જુદી હોવાથી, જુદા-જુદા પદાર્થોના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુમાં તફાવત જોવા મળે છે. વાન્ ડર વાલ્સ બળ પ્રબળ હોય, તો ભૌતિક સ્થિતિ પ્રવાહી કે ઘન જોવા મળે છે. આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ નીચેનાં પરિબળો પર આધાર રાખે છે.

(i) અણુનો આકાર

(ii) અણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા

(iii) અણુઓની સંપર્ક સપાટી

(iv) સરેરાશ આંતર-આણ્વિય અંતર

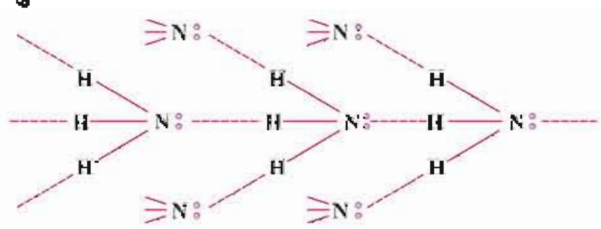
આ ચારેય પરિબળોનો અભ્યાસ નાઇટ્રોજન અને ફૉસ્ફરસ અણુ પરથી સમજી શકાય છે. જેમકે સામાન્ય તાપમાને એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોમાંનો નાઇટ્રોજન (N_2) વાયુ સ્વરૂપે છે, જ્યારે ફૉસ્ફરસ (P_4) ઘન સ્વરૂપે છે.

હાઇડ્રોજન બંધ : નાઇટ્રોજન, ઑક્સિજન અને ફ્લોરિન પ્રબળ ઋણવિદ્યુતમય તત્ત્વો છે. આવાં તત્ત્વો જ્યારે હાઇડ્રોજન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક-બંધથી જોડાય છે, ત્યારે સહસંયોજક બંધના (ભાગીદારીથી જોડાયેલા) ઇલેક્ટ્રૉન, વધુ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ તરફ ખેંચાયેલા હોય છે. આમ, એક હાઇડ્રાઇડ અણુનો આંશિક ધનવીજભારિત હાઇડ્રોજન પરમાણુ, બીજા હાઇડ્રાઇડ અણુનો વધુ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ સાથે પ્રબળતાથી આકર્ષાઈને બંધ બનાવે છે, જેને હાઇડ્રોજન બંધ (H—બંધ) કહે છે. સહસંયોજક બંધ કરતાં હાઇડ્રોજન બંધ નિર્બળ હોય છે. આમ, **સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા ધનભારીય હાઇડ્રોજન અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ધરાવતાં વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વો વચ્ચે નીપજતા આકર્ષણબળને હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે.**

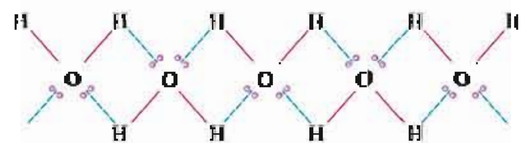
હાઇડ્રોજન-બંધને ત્રૂટકરેખા (........)થી દર્શાવાય છે. દા.ત., HF અણુમાં એક અણુના હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને બીજા અણુના ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે નીચે દર્શાવ્યા મુજબ H—બંધ રચાય છે.

$$\cdots\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{F}\cdots\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{F}\cdots$$

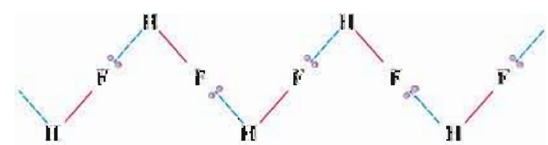
અહીં હાઇડ્રોજન-બંધ બે પરમાણુ વચ્ચે સેતુનું કામ કરે છે, જેમાં તે એક પરમાણુ સાથે સહસંયોજક-બંધ રચે છે અને બીજા પરમાણુ સાથે હાઇડ્રોજન બંધ રચે છે. NH_3, H_2O અને HF અણુઓમાં H—બંધ આકૃતિ 1.9 મુજબ દર્શાવી શકાય.



પ્રવાહી NH_3માં H– બંધ



પ્રવાહી H_2Oમાં H– બંધ



પ્રવાહી HF માં H– બંધ

આકૃતિ 1.9 હાઇડ્રોજન બંધ

NH_3, H_2O અને HF પ્રવાહી સ્થિતિમાં પ્રબળ હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવે છે, તેથી તેમનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તે જ સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોનાં હાઇડ્રાઇડની સરખામણીમાં અપેક્ષા કરતાં ઘણાં ઊંચાં હોય છે. જેમકે સમૂહ 15, 16 અને 17નાં પ્રથમ તત્ત્વોનાં હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો (NH_3, H_2O, HF) નાં ઊંચાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ તેમાં રહેલા હાઇડ્રોજન બંધનું સમર્થન કરે છે. હાઇડ્રોજન બંધની ઊર્જા આશરે 40 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ જેટલી છે, જે વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ કરતાં વધુ પ્રબળ છે.

હાઇડ્રોજન-બંધને લીધે 277 K તાપમાને પાણીની ઘનતા મહત્તમ હોય છે. 273 Kથી 277 K તાપમાનના ગાળામાં બરફની ઘનતા કરતાં પાણીની ઘનતા વધુ હોવાથી બરફ પાણી પર તરે છે. બરફ હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવતો પાણીનો ઘન સ્ફટિક છે. હાઇડ્રોજન બંધની માત્રા પદાર્થની ઘન અવસ્થામાં સૌથી વધુ અને વાયુ અવસ્થામાં સૌથી

ઓછી હોય છે. સંયોજનોનાં બંધારણ અને ગુણધર્મો પર હાઈડ્રોજન બંધની અસર જોવા મળે છે.

હાઈડ્રોજન બંધનું મહત્ત્વ :

(i) પાણીમાં હાઈડ્રોજન બંધ રચાતો હોવાથી સામાન્ય તાપમાને પાણીનું બાષ્પન ધીમું થાય છે, તેથી પૃથ્વીની સપાટી પર મોટા પ્રમાણમાં પાણી ટકેલું છે.

(ii) પ્રાણી અને વનસ્પતિકોષમાં પાણીનો સંગ્રહ હાઈડ્રોજન બંધને આભારી છે.

(iii) જમીનમાં માટીના ઘટકો સાથે પાણીના અણુ હાઈડ્રોજન બંધ રચે છે, તેથી જમીનમાં ભેજ ટકી રહે છે.

(iv) સજીવોના સ્નાયુમાં રહેલા પ્રોટીનના અણુઓમાં એમાઇડ સમૂહને (–CONH–) લીધે હાઈડ્રોજન બંધ રચાય છે, તેથી સ્નાયુઓની કેટલીક કામગીરી હાઈડ્રોજન બંધને આભારી છે.

(v) હાઈડ્રોજન બંધને લીધે દવાઓની અસરકારકતા વધે છે અને ઝડપી બને છે.

(vi) ન્યુક્લિક ઍસિડ, DNA, RNA વગેરે જીવંત કોષોમાંના જીવરાસાયણિક અણુઓમાં હાઈડ્રોજન બંધ અતિ મહત્ત્વનો ભાગ ભજવે છે.

(vii) સુતરાઉ કપડાં કરતાં કૃત્રિમ રેસાવાળાં (નાયલોન, ટેરેલિન વગેરે) કપડાં ઝડપથી સુકાય છે, કારણ કે પાણી સુતરાઉ કાપડમાંના સેલ્યુલોઝ સાથે હાઈડ્રોજન બંધ રચે છે.

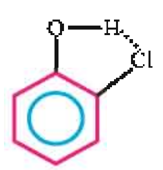
હાઈડ્રોજન બંધના પ્રકાર : હાઈડ્રોજન બંધના મુખ્યત્વે બે પ્રકાર છે :

(i) આંતઃઆણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ (Intramolecular Hydrogen Bond)

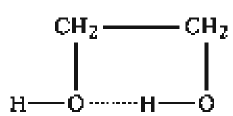
(ii) આંતર-આણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ (Intermolecular Hydrogen Bond)

એક જ અણુના પરમાણુઓ વચ્ચે જો હાઈડ્રોજન બંધ રચાતો હોય, તો તેવા હાઈડ્રોજન બંધને આંતઃઆણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ કહે છે.

દા.ત.,



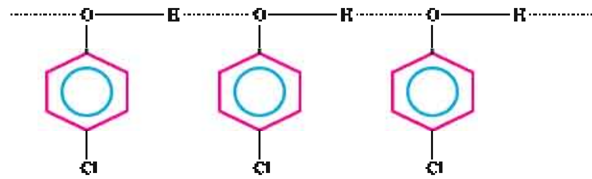
o- ક્લોરોફિનોલ



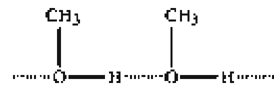
ઇથેન-1,2-ડાયોલ

એક જ સંયોજનના બે અથવા વધુ જુદા-જુદા અણુઓ વચ્ચે રચાતા હાઈડ્રોજન બંધને આંતર-આણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ કહે છે.

દા.ત.,



p- ક્લોરોફિનોલ



મિથેનોલ

આંતર-આણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ, એક જ સંયોજનના એક કરતાં વધુ અણુઓ વચ્ચે રચાતા હોવાથી, આવા હાઈડ્રોજન બંધની સંખ્યા વધુ હોય છે. પરિણામે આવાં સંયોજનોના ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ પ્રમાણમાં ઊંચાં હોય છે.

આંતઃઆણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ એક જ અણુના પરમાણુઓ વચ્ચે આંતરિક રીતે રચાતો હોય છે. પરિણામે આવા હાઈડ્રોજન બંધની સંખ્યા સીમિત હોય છે, તેથી આંતઃઆણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ ધરાવતાં સંયોજનોનાં ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ પ્રમાણમાં નીચાં હોય છે.

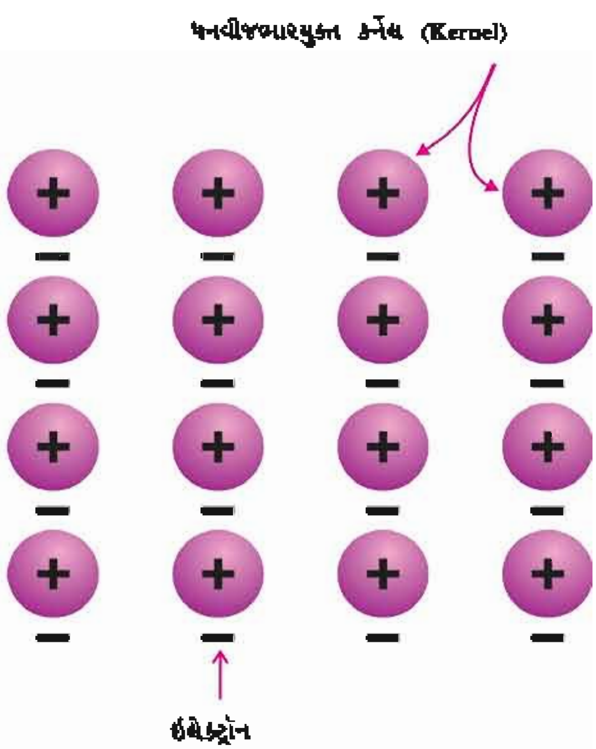
દા.ત., o–ક્લોરોફિનોલ કરતાં p–ક્લોરોફિનોલનું ઉત્કલનબિંદુ ઊંચું હોય છે. કારણ કે o–ક્લોરોફિનોલમાં આંતઃઆણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ અને p–ક્લોરોફિનોલમાં આંતર-આણ્વિય હાઈડ્રોજન બંધ રહેલા હોય છે.

1.17 ધાત્વિક બંધનો ખ્યાલ (Concept of Metallic Bond)

ધાતુની ઓછી આયનીકરણ ઊર્જા સૂચવે છે કે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન માટે ધાતુ-પરમાણુને ઓછું આકર્ષણ છે. તેમજ સહસંયોજક બંધ બનાવવા માટે ધાતુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન અપૂરતા (સામાન્ય રીતે 1, 2 કે 3) છે. તેથી બે ધાતુ પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધ બનતો નથી. પરિણામે ધાતુઓમાં દિશાત્મક ગુણ જોવા મળતો નથી. ધાતુ પરમાણુઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉન કોઈ પણ કેન્દ્ર કે સમગ્ર સ્ફટિક માટે સમાન ગણાય છે. આ ઇલેક્ટ્રૉનને વિસ્થાનીકૃત (delocalised) ઇલેક્ટ્રૉન કહે છે. વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન પોતાનું સ્થાન સ્ફટિકમાં સરળતાથી બદલી શકે છે. આ ધાતુ સ્ફટિકમાં ધનભારયુક્ત પરમાણુ કર્નેલ (સંયોજકતા કક્ષા સિવાયનો પરમાણુના કેન્દ્ર સહિતનો ધનભારયુક્ત ભાગ) વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વાદળમાં રહેલ ધનભારયુક્ત ગોળારૂપે વર્ણવી શકાય. સ્થિરવિદ્યુતના નિયમો પ્રમાણે પરમાણુ કર્નેલ ધનભારયુક્ત હોવાથી એકબીજા વચ્ચે અપાકર્ષણ હોવું જોઈએ. તેમ છતાં ખૂબ જ પાસપાસે

ગોઠવાયેલા પરમાણુ-કર્નલ અને વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેના આકર્ષણબળ, પરમાણુ-કર્નલને ભેગા રાખે છે. ધનભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નલ અને તેની આજુબાજુ ગોઠવાયેલા વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું આકર્ષણ **ધાત્વિક બંધ છે.** તે પરમાણુ-કર્નલને શક્ય તેટલી ઓછી જગ્યામાં સમાય તેવી ગોઠવણ કરે છે. તેમજ પાસપાસેના કોઈ પણ બે ગોળારૂપ પરમાણુ-કર્નલની દરેક જોડી વચ્ચે સમાંતર અંતર રાખે છે.

ધાત્વિક બંધની સમજૂતી 'ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર નમૂના' (Electron-Sea Model)ની મદદથી પણ આપી શકાય. આ નમૂના મુજબ ધાતુ સ્ફટિકને વિસ્થાનીકૃત સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રૉનનો સમુદ્ર કલ્પવામાં આવે છે. તેમાં ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નલને તરતા કલ્પવામાં આવે છે. તે એકબીજાની નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે. આવા ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નલ વચ્ચે વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉનની હાજરી હોવાથી આ વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન ધનવીજભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નલ સાથે પ્રબળ આકર્ષણબળ ધરાવે છે. આવા આકર્ષણબળને ધાત્વિક બંધ કહે છે. ધાતુના બધા જ ઇલેક્ટ્રૉન વિસ્થાનીકૃત હોતા નથી. પરંતુ જે ઇલેક્ટ્રૉન વિસ્થાનીકૃત છે તે ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર અને ધનભારયુક્ત પરમાણુ-કર્નલ વચ્ચે આકર્ષણ ધરાવે છે.



આકૃતિ 1.10 ધાત્વિક બંધનો ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર નમૂનો

1.18 સવર્ગ સહસંયોજક બંધ (Coordinate Covalent Bond)

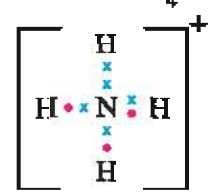
સવર્ગ સહસંયોજક બંધ, સહસંયોજક બંધનો જ એક પ્રકાર છે. સહસંયોજક બંધની રચનામાં, બંધથી જોડાતા પરમાણુઓ સરખી સંખ્યામાં ઇલેક્ટ્રૉન ભાગીદારી માટે આપે છે. દા.ત., H_2 અણુ.

પરંતુ કેટલીક વખત અણુ/આયનની રચનામાં ભાગીદારી માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, ભાગીદારીથી જોડાતા પરમાણુઓ પૈકી ગમે તે એક જ પરમાણુ આપે છે અને બંધની રચના થાય છે. આવા બંધની રચનામાં ઇલેક્ટ્રૉનની ભાગીદારી થતી હોવાથી તેને સહસંયોજક બંધ કહે છે. પરંતુ ભાગીદારી માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ, કોઈ પણ એક જ તત્ત્વના પરમાણુએ પ્રદાન કરેલા હોવાથી તે વિશિષ્ટ પ્રકારનો સહસંયોજક બંધ બનાવે છે. તેને **સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે.** આ બંધને તીરની નિશાની (→)થી દર્શાવાય છે અને તીરની દિશા ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપનાર પરમાણુ તરફથી ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારનાર પરમાણુ તરફ હોય છે.

સામાન્ય રીતે જે અણુમાં એક અથવા વધુ અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ હોય તે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ પ્રદાન કરી આ પ્રકારના બંધ બનાવે છે. આમ, કોઈ પણ તત્ત્વના પરમાણુની સંપૂર્ણ ખાલી કક્ષક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ ધરાવતા પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રૉનની સરળતાથી ભાગીદારી થઈ આ પ્રકારનો બંધ બને છે.

દા.ત., NH_4^+ આયનમાં ત્રણ સહસંયોજક બંધ અને એક સવર્ગ સહસંયોજક બંધ છે.

$$NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$$



NH_4^+ આયન

1.19 s, p અને d-કક્ષકો દ્વારા BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં સંકરણ (Hybridisation in BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6 by s, p and d orbitals)

BeH_2, BCl_3, CH_4, PCl_5, SF_6માં s, p અને d-કક્ષકો દ્વારા સંકરણની માહિતી કોષ્ટક નં 1.3 માં સમાવિષ્ટ છે.

સારાંશ

આ એકમમાં રાસાયણિક બંધન અને પરમાણુમાંથી રચાતા અણુઓની રચનાનો અભ્યાસ સમાવિષ્ટ કરવામાં આવ્યો છે. તત્ત્વનો નાનામાં નાનો કણ પરમાણુ છે અને સંયોજનોનો નાનામાં નાનો કણ અણુ છે. અણુની રચના થાય ત્યારે તેમાંના પરમાણુઓને જોડી રાખતું બળ અથવા બંધન રાસાયણિક બંધન કહેવાય છે. આ પ્રકારના બંધારણની સંભાવના વિશે કોસેલ-લૂઈસ, VSEPR સિદ્ધાંત, સંયોજકતા, બંધનવાદ, આણ્વિય કક્ષકવાદ જેવા ઘણા ખ્યાલો રજૂ થયેલ છે. રાસાયણિક બંધનમાં કેન્દ્રની ફરતે રહેલી કક્ષાઓ અને તેમાંય પણ સંયોજકતા-કક્ષકો વિશે વધુ સંબંધ ધરાવે છે, કેન્દ્ર વિશે વિચારતાં નથી, પરંતુ તેના ધનભારથી થતી અસરને ધ્યાનમાં લઈએ છીએ. વૈજ્ઞાનિકો કોસેલ અને લૂઈસે રાસાયણિક બંધનનો અભિગમ દર્શાવ્યો હતો. આમાં પરમાણુઓ ઇલેક્ટ્રોન મેળવી કે ગુમાવીને અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે છે, જે રાસાયણિક રીતે નિષ્ક્રિય રહે છે. આને અષ્ટકનો નિયમ કહે છે. આવા બંધને આયનીય બંધ કહેવામાં આવે છે. દા.ત., NaCl, આ ઉપરાંત કેટલાંક પરમાણુઓ એકબીજા સાથે ઇલેક્ટ્રોનની સહિયારી ભાગીદારી કરી અષ્ટકરચના કરી સ્થાયી અણુ બનાવે છે. દા.ત., Cl_2. લૂઈસે આવા બંધારણ દર્શાવવા પરમાણુની આજુબાજુ ટપકાં અને ચોકડી (dot અને cross) સંજ્ઞાઓ દર્શાવી સ્થાયી અણુઓની રચના સમજાવી. આવા બંધને સહસંયોજક બંધ કહે છે. કોસેલના નિયમનો અભિગમ એકમમાં વિગતે સમજાવેલો છે.

જ્યારે કોઈ બંધની રચના થાય ત્યારે તેમના પરમાણુના કેન્દ્રની વચ્ચેના અંતરને બંધલંબાઈ તથા તેમની વચ્ચે રચાતા ખૂણાને બંધકોણ કહેવામાં આવે છે. તમે જાણો છો તે પ્રમાણે એકલબંધ (—), દ્વિબંધ (=) અને ત્રિબંધ (≡)ની બંધલંબાઈ જુદી-જુદી હોય છે. બંધકોણ અણુને ભૌમિતિક આકાર આપે છે. જેમકે 180^0 રેખીય, $109^0 28'$ સમચતુષ્ફલકીય. સહસંયોજક બંધ વિશે તમે વિગતે કાર્બનિક રસાયણમાં ભણો છો. સહસંયોજક બંધ ત્રણ પ્રકારના હોય છે : ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ., જેમાં વધુ વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ તરફ ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ ખેંચાયેલું રહે છે અને વિદ્યુતધનમય પરમાણુ પર $+\delta$ અને વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ પર $-\delta$ વીજભાર રચવાથી અણુ ધ્રુવીય બને છે. જો બંને પરમાણુઓની વિદ્યુતઋણમયતા સરખી હોય અથવા તેમની વચ્ચે તફાવત ઓછો હોય, તો અધ્રુવીય બંધ બને છે. આ બંને સહસંયોજક બંધમાં બંને પરમાણુઓ ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરે છે. સવર્ગ સહસંયોજક બંધમાં બેમાંથી એક પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ આપે છે અને બીજો પરમાણુ તે ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મની મદદથી અષ્ટક પૂર્ણ કરે છે. જેમકે $F_3B \leftarrow NH_3$. (←) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ સૂચવે છે. બંધલંબાઈ, બંધકોણ ઉપરાંત બંધ એન્થાલ્પી (બંધ-ઊર્જા) પણ અગત્યનો ખ્યાલ છે. જેમ બંધલંબાઈ ટૂંકી તેમ બંધની સ્થિરતા વધારે એટલે કે તેને તોડવા વધુ ઊર્જા જોઈએ. આમ, એન્થાલ્પી-મૂલ્યો બંધની રચના પ્રમાણે જુદાં-જુદાં હોઈ શકે છે. બંધક્રમાંક બંધની સંખ્યાને કહેવામાં આવે છે, જેનો આપણે આણ્વિય કક્ષકવાદમાં વિગતે અભ્યાસ કરી તે નક્કી કરવાનું સૂત્ર પણ શીખ્યા. બોર્ન-હેબરે દર્શાવ્યું કે કોઈ પણ સંયોજનની રચનામાં મુક્ત થતી એન્થાલ્પી તેમાંના પરમાણુઓની અનેક પ્રક્રિયાને અનુરૂપ થતાં એન્થાલ્પી ફેરફારનાં ગાણિતીય પરિણામરૂપ હોય છે. NaCl જેવાં સંયોજનો રચના દ્વારા તે એકમમાં સમજાવેલ છે.

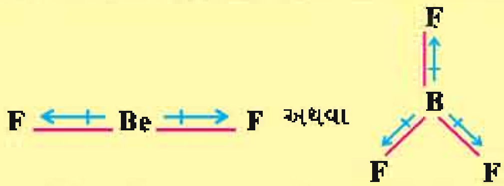
કોઈક વાર એવું પણ બને છે કે ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ કોઈ પણ અણુ પર સ્થગિત થવાને બદલે તેમાંના અન્ય અણુ તરફ સ્થગિત થઈ શકે છે. આમ એક જ આણ્વિય સૂત્ર ધરાવતાં સંયોજનમાં બંધ જુદા-જુદા સ્થાને દેખાડી શકાય. આવી રચનાઓને સસ્પંદન-રચના કહે છે. અને તેના સસ્પંદન સ્વરૂપોના ફેરફાર સાથે સંકળાયેલા ઊર્જાને સસ્પંદન-ઊર્જા કહે છે. ઓઝોન, કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ, બેન્ઝિન વગેરે અણુઓ દ્વારા આનો અભ્યાસ થઈ શકે.

આપણે અગાઉ જોયું તેમ બંધકોણને આધારે રેખીય, ચતુષ્ફલક વગેરે રચનાઓ મળી શકે. આ અભ્યાસને અણુના બંધકોણ, તેમની ભૌમિતિક રચના તેમના પરમાણુઓ દ્વારા થતું સંકરણ વગેરેને આધારે અણુઓના આકાર દર્શાવી શકાય. જેમકે રેખીય $BeCl_2$ – 180^0 – સમતલીય, સમત્રિકોણીય - BCl_3 - 120^0 સમચતુષ્ફલક CH_4 – $109^0 28'$ વગેરે.

લૂઈસનો અભિગમ અણુના આકાર સમજાવવા અપૂરતો હોઈ સિજ્વિક અને પોવેલે એક સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો, જે VSEPR સિદ્ધાંત તરીકે ઓળખાય છે, જેનો નાયહોલ્મ અને ગિલેસ્પીએ વિકાસ કરી કેટલીક અભિધારણાઓ રજૂ કરેલી. આમાં ખાસ નોંધ એ કરવાની થાય કે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ હોય, તો

બંધમાંના ઇલેક્ટ્રોન સાથે અપાકર્ષણ કરી બંધકોણમાં તથા તેમના ભૌમિતિક આકારમાં વિચલન દર્શાવે. દા.ત., પાણીનો અણુમાં sp^3 સંકરણ હોઈ બંધકોણ $109^0 28'$નો હોવો જોઈએ તેને બદલે બે અયુગ્મ ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મને લીધે અપાકર્ષણ પામી $104^0 30'$નો થાય છે, આથી તેને વિચલિત (distorted) સમચતુષ્ફલક કહી શકીએ. બંધની ધ્રુવીયતા સદિશ ગુણધર્મ છે, આથી જો કોઈ સંયોજનમાં વિદ્યુતઋણમયતાના તફાવતને કારણે ધ્રુવીય બંધ રચાય પરંતુ બીજો તેવો જ બંધ તેનાથી વિરુદ્ધ દિશામાં રચાય, તો બંને ધ્રુવીય બંધ હોવા છતાં અણુની પરિણામી ધ્રુવીયતા શૂન્ય થાય છે અને અણુ અધ્રુવીય બને.

દા.ત.,



ધ્રુવીય પદાર્થોની દ્વિધ્રુવીય ચાકમાત્રા ગણી શકાય, જેને માટે બંને $+\delta$ અને $-\delta$ પર રહેલા વીજભાર તથા તેમની વચ્ચેના અંતરનો ઉપયોગ કરવો પડે. ધ્રુવીય ચાકમાત્રા જેટલી વધારે તેટલો વધારે ધ્રુવીય બંધ અને તેટલો જ વધારે તેનો આયનિય બંધ. એક અગત્યની બાબત છે કે ધ્રુવીય પદાર્થો માત્ર ધ્રુવીય દ્રાવકોમાં ઓગળે. દા.ત., NaCl પાણીમાં ઓગળે પરંતુ નેપ્થેલીન બેન્ઝિનમાં ઓગળે. સહસંયોજક બંધના અભિગમ માટે અગાઉના સિદ્ધાંતની મર્યાદાઓ વગેરેને ધ્યાનમાં લઈ નવા વાદ રજૂ કરવામાં આવ્યા. તેમાંના બે મુખ્ય છે : (1) સંયોજકતા બંધન વાદ (2) આણ્વિયકક્ષક સિદ્ધાંત. આ ખ્યાલો ક્વૉન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર પર આધારિત છે. સંયોજકતા બંધનવાદનો ખ્યાલ સૌપ્રથમ હિટલર અને લંડને કરેલો જેને પાઉલિંગ અને સ્લેટરે વિકસાવેલો.

સંયોજકતા બંધનવાદની અભિધારણાઓમાં બંને પરમાણુઓના ધનભારવાળાં કેન્દ્ર તથા તેમની ફરતે કક્ષામાં ગોઠવાયેલા ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે આકર્ષણ-અપાકર્ષણબળ ધ્યાનમાં લેવામાં આવ્યાં. કુલંબના નિયમના આધારે લઈએ, તો અપાકર્ષણબળો કરતાં આકર્ષણબળો વધે, તો બંધ રચાય અને અણુ બને. આ સિદ્ધાંતમાં સંયોજકતા-કક્ષકોના સંમિશ્રણને આધારે જુદાં-જુદાં સંમિશ્રણ રચી શકાય. આ પ્રકારના સંમિશ્રણમાં સંયોજકતા કક્ષકોમાંના ઇલેક્ટ્રોનને ઉત્તેજિત સ્વરૂપે દર્શાવી અન્ય પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન સાથે સહસંયોજક બંધ રચે તેવી પરિસ્થિતિ સ્વીકારવી પડે. જેમકે કાર્બનમાં સંયોજકતા કક્ષકના $2s^2\ 2p^2$ ઇલેક્ટ્રોન ઉત્તેજિત થઈ $2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1$ અને $2p_z^1$ એમ એક-એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી રચના પ્રાપ્ત કરે, તો તેની સાથે ચાર હાઇડ્રોજન પોતાના દરેક એક-એક ઇલેક્ટ્રોન સહસંયોજક બંધ બનાવી CH_4 જેવા સ્થાયી અણુ આપી શકે. તેની સાથે સંકળાયેલા સંકરણને આધારે તેની ભૌમિતિક રચના તથા બંધકોણ રજૂ કરી શકાય. આવા સંયોજકતા બંધનમાં σ અને π એમ બે પ્રકારના બંધ જોવા મળે છે. σ–બંધ સહસંયોજક બંધ છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષ ધરાવતા બે પરમાણુકક્ષકોના છેડાના સંમિશ્રણથી રચાઈ અક્ષીય સંમિશ્રણ પ્રાપ્ત કરે છે. આ બંધની સ્થિરતા π–બંધ કરતાં વધુ હોય છે. π–બંધ સહસંયોજક બંધની રચનામાં સંમિશ્રણ પામતી પરમાણુ કક્ષકોના અક્ષ એકબીજાને સમાંતર રહે છે અને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષને લંબરૂપ રહે છે. π–બંધ σ–બંધની સરખામણી ઓછા સ્થાયી અથવા વધુ નિર્બળ હોય છે. સંયોજકતા બંધનવાદ પરમાણ્વિય કક્ષકોના સંમિશ્રણ પર આધારિત છે. ભૌમિતિક આકારો, બંધકોણ વગેરે ગુણધર્મો સારી રીતે સમજાવી શકે છે, પરંતુ ચુંબકીય ગુણધર્મો સમજાવી શકતો નથી.

વૈજ્ઞાનિકો મુલિકન અને હુન્ડ પરમાણ્વિય કક્ષકની જેમ આણ્વિય કક્ષકની રચનાની રજૂઆત કરી આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંત રજૂ કર્યો. તેના અગત્યના મુદ્દાઓમાં કઈ પરમાણ્વિય કક્ષકો આણ્વિય કક્ષકો રચી શકે તેને ધ્યાનમાં લેવામાં આવ્યો. જેટલી પરમાણ્વિય કક્ષકો ભાગ લે તેટલી જ સંખ્યામાં આણ્વિય કક્ષકો રચાય. આણ્વિય કક્ષકોની રચના માટે તેમની શક્તિ, સમમિતિ વગેરેને ધ્યાનમાં લેવામાં આવે છે. આવી આણ્વિય કક્ષકોની રચના સમાંગ અણુઓ જેવા કે H_2, Be_2, F_2 વગેરે અને વિષમાંગ અણુઓ જેવા કે CO, NO વગેરે માટે દર્શાવી શકાય. પરમાણ્વિય કક્ષકોના રેખીય સંગઠન દ્વારા આણ્વિય કક્ષકો રચાય છે, જેને પરમાણ્વિય કક્ષકોનું રેખીય સંગઠન (Linear Combination of Atomic Orbitals) LCAO- સિદ્ધાંત કહે છે. આ સંગઠનને આધારે બે પ્રકારની આણ્વિય કક્ષકો મળે છે, જેને બંધકારક આણ્વિય કક્ષકો (BMO) અને બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકો (ABMO) કહેવામાં આવે છે. આવી આણ્વિય કક્ષકોની રચના, ગોઠવણી વગેરેમાં પરમાણ્વિય કક્ષકો માટે વપરાતા હુન્ડનો મહત્તમ ભ્રમણનો નિયમ, પૌલીનો નિષેધનો નિયમ,

આઉફબાઉનો નિયમ વગેરે પણ પળાય છે અને જળવાય છે. એકમમાં વિગતવાર પરમાણ્વિય કક્ષકોમાંથી આણ્વિય કક્ષકોની રચના H_2થી Ne_2 સુધીના સમકેન્દ્રી અણુઓ અને CO તથા NO જેવા વિષમકેન્દ્રી અણુઓના આણ્વિય કક્ષક આરેખ દર્શાવ્યા છે. આ આરેખ પરથી અગત્યનો ગુણધર્મ બંધક્રમાંક ગણી શકાય.

બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}$ {બંધકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન – બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉન} ; જેમકે N_2 અણુ માટે બંધક્રમાંક $= \frac{1}{2}$ $(10 - 4) = 3$ એટલે કે ત્રિબંધ હશે $N \equiv N$ તેવી જ રીતે NO અણુમાં $= \frac{1}{2}$ $[10 - 5] = 2.5$ થશે. અહીંયાં, એ નોંધીએ કે બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય શૂન્ય થાય, તો બંધ રચાય નહિ, દા.ત., He_2. જો બંધ સંખ્યાનું મૂલ્ય પૂર્ણાંક બને, તો અણુ બને અને પૂર્ણાંક સંખ્યા 1, 2, 3 પ્રમાણે એકલબંધ (–), દ્વિબંધ (=) અને ત્રિબંધ (≡) દર્શાવી શકાય. જો બંધક્રમાંકની સંખ્યાનું મૂલ્ય અપૂર્ણાંક મળે તો તે અણુ અસ્થાયી રચના પ્રાપ્ત કરે. આણ્વીય કક્ષકવાદ અણુના ચુંબકીય ગુણધર્મો સમજાવી શકે છે. દા.ત., O_2 અણુમાં અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે અનુચુંબકીય બનશે અને N_2 અણુમાં બધા જ યુગ્મિત ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે પ્રતિચુંબકીય બનશે આમ, આણ્વિય કક્ષકવાદ સંયોજકતા બંધનવાદ કરતાં આ બાબતમાં ચઢિયાતો છે.

આ ઉપરાંત એક અગત્યની ઘટના હાઇડ્રોજન બંધની છે. સમૂહ 15, 16, 17નું પ્રથમ તત્ત્વ N, O, F સમૂહના અન્ય તત્ત્વ કરતાં વધુ વિદ્યુતઋણમય હોઈ હાઇડ્રોજન જેવા પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી HF, NH_3, H_2O અણુ બનાવે છે. ત્યાર બાદ આંતરઅણુની રચના જેવી કે H — F ······ H — F બનાવી શકે છે. જેમાં તે H સાથે .... વડે દર્શાવેલ હાઇડ્રોજન બંધની રચના કરે છે. આમ, HF, NH_3, H_2O વગેરેમાં પણ હાઇડ્રોજન બંધ રહેલ હોય છે, તેથી તેમના ગુણધર્મો અલગ પડે છે. હાઇડ્રોજન બંધ બે પ્રકારના હોય છે. (1) આંતર-આણ્વિય અને (2) આંતઃઆણ્વિય. જ્યારે બે અણુ વચ્ચે હાઇડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે આંતર હાઇડ્રોજન બંધ કહેવાય દા.ત. p – ક્લોરોફિનોલ જો એક જ અણુમાંના બે સમૂહ વચ્ચે હાઇડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે તેને આંતઃઆણ્વીય હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે. દા.ત., o – ક્લોરોફિનોલ. આંતર-આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ કરતાં વધુ પ્રબળ હોય છે. હાઇડ્રોજન બંધની હાજરી વિશિષ્ટ ગુણધર્મો માટે કારણરૂપ હોય છે. જેમકે જમીનમાં પાણીનું ટકી રહેવું, સુતરાઉ કપડાં કરતાં ટેરેલિનનાં કપડાં જલદી સુકાઇ જવાં વગેરે.

આયનીય બંધ, સહસંયોજક બંધ, સવર્ગ સહસંયોજક બંધ વિશે જાણ્યા પછી ધાતુઓમાં રહેલા વિશિષ્ટ પ્રકારનો બંધ જેને ધાત્વિક બંધ કહે છે, તેનો અભ્યાસ કરીએ. ધાતુઓની બાહ્ય કક્ષામાં 1, 2 કે 3 ઇલેક્ટ્રૉન હોઈ સહસંયોજક બંધ બનાવી શકતાં નથી. તેમની આયનીકરણ-ઊર્જા ઓછી છે, એટલે કે ધાતુના કેન્દ્ર પ્રત્યે આકર્ષણ ઓછું હોય છે. ધાતુના દરેક પરમાણુના કેન્દ્રને ફરતે જે એક, બે કે ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવાયેલા હોય છે. આથી ધનભારવાળું કેન્દ્ર કર્નલ (Kernel) અને આજુબાજુના ઇલેક્ટ્રૉન કોઈ એક કેન્દ્ર પ્રત્યે આકર્ષણને બદલે લેટિસમાં રહેલા અન્ય કેન્દ્ર પ્રત્યે પણ આકર્ષણને ધરાવે છે. આમ, તે કોઈ એક પરમાણુ માટે સ્થાનીકૃત થવાને બદલે સમગ્ર ધાતુમાં વિસ્થાનીકૃત રહે છે એટલે કે ગમે તે કેન્દ્ર સાથે ગોઠવાઈ શકે છે. આ ધાત્વિક બંધની રજૂઆત માટે 'ઇલેક્ટ્રૉન-સમુદ્ર' નમૂનો રજૂ કરવામાં આવ્યો. તેમાં ધનવીજભાર ધરાવતાં પરમાણુ-કર્નલને સમુદ્રમાં તરતા કલ્પવામાં આવ્યા અને તે એકબીજાની નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે. આમ, આ સમુદ્રમાં ધનવીજભાર ધરાવતા કર્નલને ફરતે વિસ્થાનીકૃત ઇલેક્ટ્રૉન ગોઠવાયેલા હોય છે. આ ધાત્વિક બંધને કારણે ધાતુના વિશિષ્ટ ગુણધર્મો, જેવા કે ઘનતા, તન્યતા વગેરે જુદા-જુદા હોય છે.

સવર્ગ સહસંયોજક બંધ અગાઉ જોયું તેમ એક પ્રકારનો સહસંયોજક બંધ છે. તેમાં વિશેષતા એ છે કે ભાગીદારી કરતાં બે પરમાણુ કે અણુમાંથી એક પરમાણુ કે અણુ બંને ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતું ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે છે. આથી તેમને સવર્ગ સહસંયોજક બંધ કહે છે : દા.ત. BF_3માં B અને ત્રણ F વડે સહસંયોજક બંધ છે, પરંતુ Bનું અષ્ટક પૂર્ણ નથી. તેવી જ રીતે NH_3 અણુમાં N અને ત્રણ H વડે ત્રણ સહસંયોજક બંધની રચના થાય છે, પરંતુ N પાસે એક અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ હોય છે, જે BF_3ના અણુને ભાગીદારીમાં આપી $F_3B \leftarrow NH_3$ સવર્ગ સહસંયોજક બંધ રચે છે. આમાં જે અણુ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે તેના તરફથી તીર (←) દર્શાવાય છે. સવર્ગ સહસંયોજક બંધ વિશે વધુ ધોરણ 12માં સંકીર્ણ ક્ષારોના એકમમાં ભણશો.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) બંધક્રમાંક અને અણુની સ્થાયિતા વચ્ચે નીચેનામાંથી કયો સંબંધ હોય છે ?

(A) સમપ્રમાણ (B) વ્યસ્તપ્રમાણ (C) બરાબર (D) વિરોધી

(2) પ્રબળ વિદ્યુતધનમય અને પ્રબળ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વોનાં આયનોના જોડાણથી મળતો બંધ નીચેનામાંથી કયા પ્રકારનો હોય છે ?

(A) આયનીય (B) સહસંયોજક (C) સવર્ગ સહસંયોજક (D) ધાત્વિક

(3) નીચેનાં પૈકી કયા સંયોજનમાં અષ્ટકના નિયમનું પાલન થતું નથી ?

(A) CH_4 (B) PCl_5 (C) NH_3 (D) H_2O

(4) સંયોજકતા બંધનવાદના આધારે ઑક્સિજન અણુનો ચુંબકીય ગુણધર્મ નીચેના પૈકી કયો છે ?

(A) પ્રતિચુંબકીય (B) અનુચુંબકીય (C) ફેરોમેગ્નેટિક (D) એન્ટિફેરોમેગ્નેટિક

(5) આણ્વિય કક્ષકવાદના સિદ્ધાંતને આધારે ઑક્સિજન અણુનો ચુંબકીય ગુણધર્મ નીચેના પૈકી કયો છે ?

(A) પ્રતિચુંબકીય (B) અનુચુંબકીય (C) ફેરોમેગ્નેટિક (D) એન્ટિફેરોમેગ્નેટિક

(6) સંયોજકતા બંધનવાદની રજૂઆત કોણે કરેલી ?

(A) લિનસ પાઉલિંગે (B) વાન્ ડર વાલ્સે

(C) મૂલિકને (D) હિટલર અને લંડને

(7) આણ્વિય કક્ષકવાદની રજૂઆત કોણે કરેલી ?

(A) લિનસ પાઉલિંગે (B) વાન્ ડર વાલ્સે

(C) લૂઈસે (D) મૂલિકને

(8) પૃથ્વીની સપાટી પર મોટા પ્રમાણમાં પાણી રહેલું છે, જેનું કારણ...

(A) પાણીની ઘનતા 1.0 ગ્રામમિલિ$^{-1}$ છે. (B) પાણીમાં હાઇડ્રોજન બંધ છે.

(C) પાણી તટસ્થ છે. (D) પાણીનો ઉપયોગ વિપુલ પ્રમાણમાં છે.

(9) p-ક્લોરોફિનોલમાં નીચેના પૈકી કયો બંધ જોવા મળે છે ?

(A) આંતર આણ્વિય હાઇડ્રોજન (B) આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન

(C) વાન્ ડર વાલ્સ (D) ધાત્વિક

(10) નીચેના પૈકી કઈ આણ્વિય કક્ષક ન્યૂનતમ ઊર્જા ધરાવે છે ?

(A) $\sigma 2p_z$ (B) $\sigma 1s$ (C) $\sigma 2s^*$ (D) $\pi 2p_x$

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) નીચેના અણુ/આયનનાં લૂઇસ બંધારણ લખો : BeF_2, PH_4^+

(2) અષ્ટકનો નિયમ લખો.

(3) NO_3^- આયનનાં સસ્પંદન-બંધારણો લખો.

(4) હાઇડ્રોજન બંધના પ્રકારો જણાવો.

(5) CH_4 અને NH_3ના અણુના બંધકોણનાં મૂલ્યો આપો.

(6) H_2 અણુમાં બંધક્રમાંકનું મૂલ્ય કેટલું છે ?

(7) હાઇડ્રોજન બંધની પ્રબળતાનો આધાર શાના પર રહેલો છે ?

(8) ધાતુઓ ઉષ્મા અને વિદ્યુતની સુવાહક હોય છે. ધાતુના આ ગુણધર્મ તેમાં રહેલા કયા પ્રકારના બંધને આભારી છે ?

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ધ્રુવીય અને અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધની રચના યોગ્ય ઉદાહરણથી સમજાવો.

(2) સવર્ગ સહસંયોજક બંધ સમજાવો.

(3) વ્યાખ્યા આપો : લેટાઇસ એન્થાલ્પી, સર્જન એન્થાલ્પી

(4) PCl_5, NH_4^+, SF_6 નાં લૂઇસ બંધારણ આપો.

(5) σ– અને π–બંધની સમજૂતી આપો. કઈ-કઈ કક્ષકોના સંમિશ્રણથી σ– અને π–બંધ બને છે તે જણાવો.

(6) પરમાણ્વિય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટેની શરતો જણાવો.

(7) H_2થી N_2 અને O_2થી Ne_2 સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વિય અણુઓ માટેની આણ્વિય કક્ષકોની સાપેક્ષ ઊર્જાના ક્રમ લખો.

(8) આણ્વિય કક્ષકવાદના આધારે Be_2 અણુમાં બંધક્રમાંકની ગણતરી સમજાવો.

(9) આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ પર અસર કરતાં પરિબળો સમજાવો.

(10) હાઇડ્રોજન-બંધનું મહત્ત્વ જણાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર આપો :

(1) રાસાયણિક બંધન માટેના કોસેલ-લૂઇસ અભિગમ પર નોંધ લખો.

(2) VSEPR સિદ્ધાંતના આધારે CH_4, NH_3, અને H_2O અણુના બંધકોણની સમજૂતી આપો.

(3) NH_3 અને NF_3ના અણુમાં બંધની ધ્રુવીયતા સમજાવો.

(4) LCAOની સમજૂતી, ઉદાહરણ સહિત આપો.

(5) O_2 અણુની આણ્વિય કક્ષકો માટે ઊર્જાસ્તર આરેખ દોરી, બંધક્રમાંક તથા ચુંબકીય ગુણધર્મની સમજૂતી આપો.

(6) NO અણુની આણ્વિય કક્ષકો માટે ઊર્જાસ્તર આરેખ દોરી, બંધક્રમાંક તથા ચુંબકીય ગુણધર્મની સમજૂતી આપો.

(7) આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ પર ટૂંક નોંધ લખો.

(8) ધાત્વિક બંધનો ટૂંકમાં અહેવાલ આપો.

(9) કારણો આપી ઉત્તર લખો :

(i) સુતરાઉ કપડાં કરતાં નાયલોન કાપડનાં ભીનાં કપડાં જલદી સુકાય છે.

(ii) o-ક્લોરોફિનોલનું ઉત્કલનબિંદુ, p-ક્લોરોફિનોલના ઉત્કલનબિંદુ કરતાં ઓછું છે.

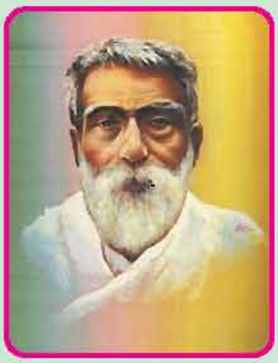
(iii) H_2O, H_2S, H_2Seમાં માત્ર H_2O પ્રવાહી સ્વરૂપે મળે છે.

(iv) O_2 અણુ અનુચુંબકીય છે.

(v) π-બંધ કરતાં σ-બંધ વધુ પ્રબળ છે.

•

ડૉ. પ્રફુલ્લચંદ્ર રૉય



ડૉ. પ્રફુલ્લચંદ્ર રૉયનો જન્મ 2 ઑગસ્ટ, 1861ના રોજ પૂર્વબંગાળના રડૌલી ગામમાં થયો હતો. તેમણે પ્રાથમિક શિક્ષણ પોતાની ગામની શાળામાંથી જ મેળવ્યું હતું. કિશોરાવસ્થા દરમિયાન તેમણે કેટલાક વૈજ્ઞાનિકો-ન્યૂટન, ગેલેલિયો, બેન્ઝામિન ફ્રેન્કલિનના જીવનચરિત્રો વાંચ્યાં હતાં. તેમાંથી તેમને વિજ્ઞાની બનવાની પ્રેરણા મેળવી હતી. 1882માં તે ઇંગ્લૅન્ડ ગયા અને ત્યાં એડિનબરો વિશ્વવિદ્યાલયની વિજ્ઞાનશાખામાં પ્રવેશ મેળવ્યો હતો. B.Sc.નો અભ્યાસ કર્યા બાદ 1887માં તેમને અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાન વિષય પર D.Sc.ની ઉપાધિ મેળવી. તેમને કાચી ધાતુના વિશ્લેષણ પર કામ કર્યું હતું. 1888માં તે ભારત પરત ફર્યા અને કોલકાતા પ્રેસિડેન્સી કૉલેજમાં અધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. અહીં તેમણે નાઇટ્રાઇટ સંયોજનોનો અભ્યાસ કર્યો. નાઇટ્રાઇટ સંદર્ભના સંશોધનને લીધે પ્રો. આર્મસ્ટ્રૉન્ગે તેમને 'માસ્ટર ઑફ નાઇટ્રાઇટ'નું બિરુદ આપ્યું હતું. 1911માં તે વરિષ્ઠ પ્રાધ્યાપક બન્યા અને થોડાં વર્ષો બાદ પ્રાધ્યાપકપદેથી નિવૃત્તિ લઈ લીધી હતી. પરંતુ સંશોધનનું કામ ચાલુ રાખ્યું હતું. તેના ફળસ્વરૂપે તેમણે પ્રયોગશાળામાં મરક્યુરસ નાઇટ્રેટ નામનો અસ્થાયી પદાર્થ બનાવ્યો હતો. આ શોધથી વિશ્વના અન્ય વૈજ્ઞાનિકો નવાઈ પામ્યા હતા. પ્રાચીન ભારતીય રસાયણવિજ્ઞાનથી આખું વિશ્વ અવગત થાય તે હેતુથી તેમને 'The History of Indian Chemistry' નામનો ગ્રંથ લખ્યો હતો. આ ગ્રંથ આખા વિશ્વમાં પ્રશંસા પામ્યો હતો. પંદર વર્ષ બાદ તેમને આ જ ગ્રંથનો બીજો ભાગ પણ પ્રકાશિત કર્યો હતો. આ બે ગ્રંથોએ રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસમાં મહત્ત્વનો ફાળો આપ્યો છે. ડૉ. પ્રફુલ્લચંદ્ર રૉયની મહત્ત્વની શોધ મરક્યુરી નાઇટ્રેટ અને તેનાં વ્યુત્પન્નોની બનાવટ હતી. આ ઉપરાંત તેમને મરક્યુરી આલ્કાઇલ અને મરક્યુરી એરાઇલ એમોનિયમ ક્લોરાઇડનાં શ્રેણીબદ્ધ સંયોજનો પણ બનાવ્યાં હતાં. રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રચાર અને પ્રસાર માટે તેમને 1924માં 'Indian Chemical Society'ની સ્થાપના કરી હતી. તે બે વર્ષ સુધી આ સંસ્થાના અધ્યક્ષ રહ્યા હતા. આ ઉપરાંત વિજ્ઞાનના વિકાસ તથા તેમાં અભ્યાસ કરતાં વિદ્યાર્થીઓને પ્રોત્સાહિત કરવા માટે આપવાની થતી શિષ્યવૃત્તિ કે પુરસ્કાર માટેનો આર્થિક સહયોગ પણ વિશ્વવિદ્યાલયને આપ્યો હતો. 1902માં તેમની મહાત્મા ગાંધી સાથે પ્રથમ મુલાકાત થઈ હતી અને તેઓ અહિંસક આંદોલનના સમર્થક બન્યા હતા. 1932માં તેમને પોતાની આત્મકથા 'The Life and Experiences of a Bengali Chemist' લખી હતી. 14 જૂન, 1944ના દિવસે તેમને મૃત્યુ થયું હતું.

દ્રવ્ય-અવસ્થા - વાયુ અને પ્રવાહી

2.1 પ્રસ્તાવના
- પદાર્થની અવસ્થા તથા આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળો.

2.2 વાયુના નિયમો
- બૉઇલનો નિયમ
- નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાન
- ચાર્લ્સનો નિયમ
- ગેલ્યુસેકનો નિયમ

2.3 પ્રમાણભૂત તાપમાન અને દબાણ
- એવોગેડ્રોનો નિયમ
- સંયુક્ત વાયુ સમીકરણ

2.4 આદર્શવાયુ સમીકરણ અને વાયુ અચળાંક Rનાં મૂલ્યો
- આદર્શવાયુનો ખ્યાલ
- વાયુનું આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન
- વાયુનું પ્રવાહીકરણ, ક્રાંતિક તાપમાન
- ગતિજ-ઊર્જા અને અણુઓની ગતિ

2.5 ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ

2.6 ગ્રેહામનો વાયુ પ્રસરણનો નિયમ

2.7 એવોગેડ્રોનો અધિતર્ક

2.8 પ્રવાહી-અવસ્થા અને તેના ભૌતિક ગુણધર્મોનો ખ્યાલ
- નિશ્ચિત કદ, વહનશીલતા, અસંકોચન, પ્રસરણ, બાષ્પીભવન, બાષ્પદબાણ, પૃષ્ઠતાણ, સ્નિગ્ધતા

2.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

રસાયણશાસ્ત્રી સામાન્ય રીતે એકાકી અણુનો અભ્યાસ કરી શકતા નથી. તેઓ કુદરતમાં અસ્તિત્વ ધરાવતા અણુઓના સમૂહોનો અભ્યાસ કરે છે. **આ અણુઓનો સમૂહ જે દળ ધરાવે છે અને જગ્યા રોકે છે તેને દ્રવ્ય કહે છે.** દ્રવ્ય નાના કણોનું બનેલું છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓ હોય છે : ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ. અન્ય બે અવસ્થાઓ જાણીતી છે : પ્લાઝ્મા અને બોઝ-આઇન્સ્ટાઇન કન્ડેનસેટ.

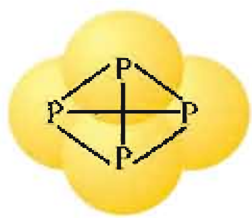
ઘન પદાર્થોને નિશ્ચિત કદ, ચોક્કસ આકાર અને પૃષ્ઠ હોય છે. પ્રવાહી પદાર્થોને નિશ્ચિત કદ અને પૃષ્ઠ હોય છે. તેમને પોતાનો સ્વતંત્ર આકાર હોતો નથી. તેમને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે છે, તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે. વાયુઓને નિશ્ચિત કદ, ચોક્કસ આકાર કે પૃષ્ઠ હોતાં નથી. તે પાત્રનો આકાર અને કદ પ્રાપ્ત કરે છે. તાપમાન બદલાતાં દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા (સ્થિતિ) બદલાતી રહે છે. દા.ત., 273 K તાપમાને H_2O ઘન સ્વરૂપે (બરફ), તેનાથી ઊંચા તાપમાને H_2O પ્રવાહી સ્વરૂપે (પાણી) અને 373 K તાપમાને વાયુ સ્વરૂપે (વરાળ) હોય છે. પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા બદલાય, તો તેના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં ફેરફાર થાય છે. પણ તેના રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં ફેરફાર થતો નથી. કેટલીક વખત ભૌતિક અવસ્થા બદલાય, તો રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ બદલાય છે. વળી, રાસાયણિક ગણતરી કરતી વખતે પદાર્થની (પ્રક્રિયક અથવા નીપજ) ભૌતિક અવસ્થા જાણવી ખૂબ જ જરૂરી બને છે, તેથી પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા, તેના માટે અસરકર્તા પરિબળો અને તેને લગતા કેટલાક અગત્યના નિયમોનો અભ્યાસ કરવો જરૂરી બને છે. આ એકમમાં આપણે દ્રવ્યની વાયુ અને પ્રવાહી-અવસ્થાનો અભ્યાસ કરીશું. પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરનાર પરિબળો જેવાં કે આંતર-આણ્વિય બળો, આણ્વિય પારસ્પરિક ક્રિયા અને કણની ગતિ પર અસર કરતી ઉષ્મીય ઊર્જા છે. તેથી આ પરિબળોનો અભ્યાસ કરીશું.

પદાર્થની અવસ્થા તથા આંતર-આણ્વિય આકર્ષણ-બળો : અણુઓ વચ્ચે પ્રવર્તતાં અતિ નિર્બળ આકર્ષણબળોને આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળો (વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળો) કહે છે, જે સાર્વત્રિક હોય છે. દ્રવ્યની બધી જ ભૌતિક

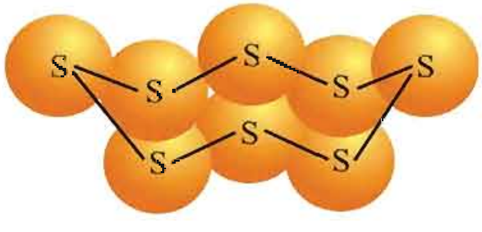
અવસ્થામાં આ બળો પ્રવર્તે છે, છતાં પદાર્થમાં રહેલા બીજા પ્રકારનાં પ્રબળ આકર્ષણબળોના (રાસાયણિક બંધ) પ્રભાવથી ઢંકાયેલા હોય છે. વાન્ ડર વાલ્સ બળો નીચેનાં પરિબળો પર આધાર રાખે છે : (1) અણુઓના આકાર (2) અણુઓમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા (3) અણુઓની સંપર્કસપાટીનું ક્ષેત્રફળ (4) સરેરાશ આંતર-આણ્વિય અંતર.

આ પરિબળો પદાર્થના ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ પર અસર કરે છે. દા.ત.,

(1) પીળો ફૉસ્ફરસ (P_4)નું ગલનબિંદુ ર્‌હોમ્બિક સલ્ફર (S_8) કરતાં ઓછું છે. તેનું કારણ નીચે દર્શાવેલા બંધારણથી સમજી શકાય છે. પીળો ફૉસ્ફરસ(P_4)નો અણુ ચાર P પરમાણુઓનો બનેલો છે. જેમાં કુલ ઇલેક્ટ્રૉન સંખ્યા $15 \times 4 = 60$ હોય છે. જ્યારે ર્‌હોમ્બિક સલ્ફર (S_8)નો અણુ આઠ S પરમાણુઓનો બનેલો છે, જેમાં કુલ ઇલેક્ટ્રૉન-સંખ્યા $16 \times 8 = 128$ હોય છે. (P_4)નું આણ્વિય કદ અને સંપર્કસપાટીનું ક્ષેત્રફળ S_8 કરતાં ઓછું હોવાથી P_4માં રહેલા વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળોની પ્રબળતા S_8 કરતાં ઓછી હોવાથી પીળા ફૉસ્ફરસ (P_4)નું ગલનબિંદુ ર્‌હોમ્બિક સલ્ફર (S_8) કરતાં નીચું હોય છે.



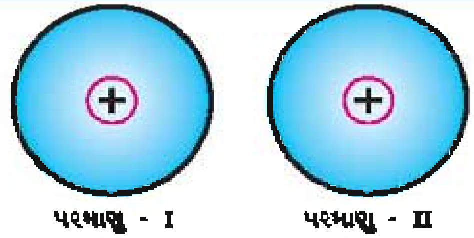
પીળો ફૉસ્ફરસ (P_4)



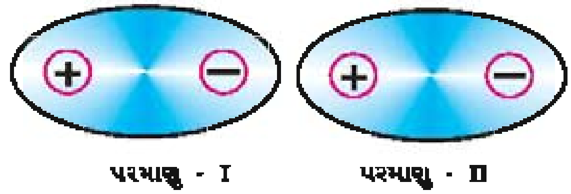
ર્‌હોમ્બિક સલ્ફર (S_8)

વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણ બળ જુદા-જુદા પ્રકારનાં જેવાં કે (1) વિક્ષેપનબળ અથવા લંડનબળ (2) દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ અને (3) પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ છે.

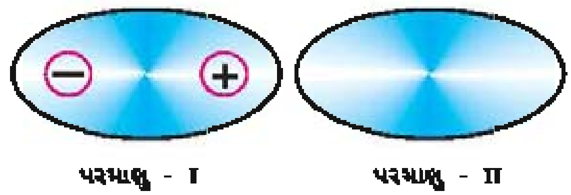
(1) વિક્ષેપનબળ અથવા લંડનબળ : આ પ્રકારના આકર્ષણબળનો સૌપ્રથમ પ્રસ્તાવ જર્મન વૈજ્ઞાનિક ફ્રિટ્ઝ લંડને (Fritz London) કર્યો હોવાથી તેને લંડનબળ તરીકે પણ ઓળખવામાં આવે છે. સામાન્ય રીતે પરમાણુઓ કે અધ્રુવીય અણુઓમાં તેમનાં ઇલેક્ટ્રૉનીય વીજભારનું વાદળ એકસરખી રીતે વહેંચાયેલું હોય છે. હવે આવા અણુમાં કે



આકૃતિ 2.1 (i) બંને પરમાણુમાં વિદ્યુતવાદળ એકસરખી રીતે વહેંચાયેલું છે.



આકૃતિ 2.1 (ii) પરમાણુ I માં ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતા જમણી બાજુ વધારે છે. પરમાણુ II માં તેની અસર વર્તાય છે.

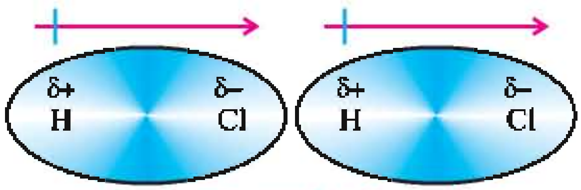


આકૃતિ 2.1 (iii) પરમાણુ I માં ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતા ડાબી બાજુ વધારે છે. પરમાણુ II માં તેની અસર વર્તાય છે.

પરમાણુમાં કામચલાઉ ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીયતા ઉદ્ભવે છે. તેને નીચે મુજબ સમજાવી શકાય. આકૃતિ 2.1 (i)માં દર્શાવ્યા મુજબ બે પરમાણુમાં (પરમાણુ I અને પરમાણુ II) ઇલેક્ટ્રૉનનું વિદ્યુતવાદળ એકસરખી રીતે વહેંચાયેલું છે. આવા બે પરમાણુ જ્યારે એકબીજાની નજીક આવે છે. ત્યારે એવું બને છે કે એક પરમાણુમાં (પરમાણુ I) ઇલેક્ટ્રૉનના વીજભારની ઘનતામાં ક્ષણિક વિક્ષેપન થતાં, આકૃતિ 2.1 (ii)માં દર્શાવ્યા મુજબ ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતા જમણા છેડા તરફ વધુ પ્રબળ થાય છે. તેનો ડાબો છેડો તેની ઊણપ અનુભવે છે, તેથી પરમાણુ I કામચલાઉ દ્વિધ્રુવીય બને છે. હવે તેના સંપર્કમાં આવતા બીજા પરમાણુમાં (પરમાણુ II) તેની અસર વર્તાતાં તેમાં રહેલી એકસરખી ઇલેક્ટ્રૉન ઘનતામાં વિક્ષેપ પડે છે. અને પરમાણુ IIમાં દ્વિધ્રુવીય લક્ષણ પ્રેરિત થાય છે. પરમાણુ Iનો જમણો છેડો જ્યાં ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતા વધુ છે, તે છેડાના સંપર્કમાં આવતા પરમાણુ IIના છેડે ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતામાં ઊણપ વર્તાય છે. તેના બીજા છેડે ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતા વધે છે. આમ પરમાણુમાં કામચલાઉ દ્વિધ્રુવીયતા ઉદ્ભવતાં પરમાણુ I અને પરમાણુ IIના અસમાન ધ્રુવ સંપર્કમાં આવતાં કામચલાઉ આકર્ષણ બળ ઉદ્ભવે છે. આવી જ રીતે આકૃતિ 2.1 (iii)માં દર્શાવેલ કામચલાઉ આકર્ષણબળ

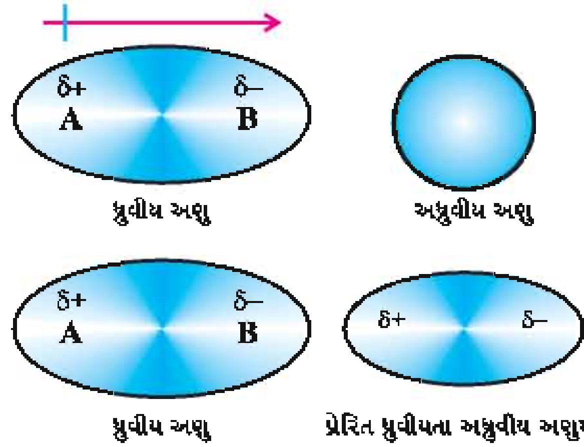
સમજાવી શકાય. આવાં કામચલાઉ આકર્ષણબળ આ પ્રમાણે બે અણુઓમાં પણ સમજાવી શકાય. આ પ્રકારના આકર્ષણ બળમાં એક અણુ કે પરમાણુના ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતામાં ક્ષણિક વિક્ષેપન પડતાં તેની અસર નજીકમાં આવેલા અણુ કે પરમાણુમાં પણ ઇલેક્ટ્રૉન ઘનતામાં વિક્ષેપન થાય છે. તેથી આ અસરને કારણે ઉદ્ભવતા આકર્ષણબળને વિક્ષેપનબળ કહે છે.

(2) દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ : વિદ્યુતઋણતામાં વધુ તફાવત ધરાવતા પરમાણુઓથી બનેલા અણુઓ હંમેશાં દ્વિધ્રુવીય હોય છે. આવા કાયમી દ્વિધ્રુવીય અણુઓમાં જે પરમાણુની વિદ્યુતઋણતા વધુ હોય તે હંમેશાં આંશિક ઋણવીજભાર ($-\delta$) અને ઓછી વિદ્યુતઋણતા ધરાવતો પરમાણુ આંશિક ધનવીજભાર ($+\delta$) ધરાવે છે. આંશિક વીજભારનું મૂલ્ય હંમેશાં વિદ્યુતીય વીજભાર એકમ 1.6×10^{-19} C કરતાં ઓછું હોય છે. હવે આવા દ્વિધ્રુવીય અણુઓમાં વિરુદ્ધ આંશિક વીજભાર ધરાવતા પરમાણુઓના છેડાઓ વચ્ચે આકર્ષણ થાય છે. દા.ત., આકૃતિ 2.2માં દર્શાવ્યા મુજબ HClના અણુમાં હાઇડ્રોજન પરમાણુ કરતાં ક્લોરિન પરમાણુની વિદ્યુતઋણતા વધુ હોવાથી હાઇડ્રોજન પરમાણુ આંશિક ધનવીજભાર અને ક્લોરિન પરમાણુ આંશિક ઋણવીજભાર પ્રાપ્ત કરે છે. તેથી HClના બે અણુઓ વચ્ચે પારસ્પરિક દ્વિધ્રુવીય આકર્ષણ થાય છે. અને આવા આકર્ષણબળને દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય આકર્ષણબળ કહે છે. આવા અણુઓ વચ્ચે લંડનબળ પણ પારસ્પરિક હોય છે. તેથી આવા અણુઓમાં બંને બળની ભેગી અસર જોવા મળે છે. લંડનબળ કરતાં આ બળ પ્રબળ હોય છે.



આકૃતિ 2.2 HClના અણુઓમાં દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય પારસ્પરિક આકર્ષણબળ

(3) દ્વિધ્રુવીય-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય બળ : દ્વિધ્રુવીય અણુ જ્યારે અધ્રુવીય અણુની નજીક આવે છે, ત્યારે આ પ્રકારનાં આકર્ષણબળ જોવા મળે છે દ્વિધ્રુવીય અણુમાં હંમેશાં ઇલેક્ટ્રૉનના વાદળની ઘનતા અસમાન રીતે વહેંચાયેલી હોય છે. આવા દ્વિધ્રુવીય અણુની નજીક અધ્રુવીય અણુ આવતાં અધ્રુવીય અણુમાં પણ ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતામાં અસમાનતા પ્રેરિત થાય છે, જે નીચે મુજબ સમજાવી શકાય. આકૃતિ 2.3માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે AB ધ્રુવીય અણુમાં જો તેના $B^{\delta-}$ છેડા તરફ નજીકમાં અધ્રુવીય અણુ સંપર્કમાં આવે તો, સંપર્કમાં આવતા અધ્રુવીય અણુના છેડા તરફ આંશિક ધનવીજભાર પ્રેરિત થાય છે અને વિરુદ્ધ છેડો આંશિક ઋણવીજભારવાળો બનતાં તેમાં દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે. પરિણામે દ્વિધ્રુવીય અણુ અને અધ્રુવીય અણુમાં પ્રેરિત થયેલ દ્વિધ્રુવીયતાને કારણે તેમની વચ્ચે આકર્ષણ ઉદ્ભવે છે. આ પ્રકારના આકર્ષણબળને દ્વિધ્રુવીય પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય આકર્ષણબળ કહે છે. આ પ્રકારના અણુઓમાં પણ લંડનબળ પારસ્પરિક હોય છે, તેથી આ પ્રકારના અણુમાં બંને બળની ભેગી અસર જોવા મળે છે.



આકૃતિ 2.3 દ્વિધ્રુવીય-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય બળ

હાઇડ્રોજન-બંધ : આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળમાં આ અગત્યનું આકર્ષણબળ છે. પાંચમા, છઠ્ઠા અને સાતમા સમૂહનાં પ્રથમ તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા વધુ હોવાથી હાઇડ્રોજન સાથે જોડાઈને બનતાં હાઇડ્રાઇડ સંયોજનોમાં હાઇડ્રોજનબંધ જોવા મળે છે, ત્યારે તેવા અણુઓમાં પારસ્પરિક દ્વિધ્રુવીય આકર્ષણબળના કારણે તેના સમૂહનાં તત્ત્વો કેટલાક ગુણધર્મોમાં વિચલન દર્શાવે છે. હાઇડ્રોજન-બંધની ઊર્જા 10 થી 100 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ જેટલી હોય છે. આમ, તે નિર્બળ આકર્ષણબળ છે.

હવે આંતર-આણ્વિય અપાકર્ષણબળનો અભ્યાસ કરીશું. જ્યારે બે પરમાણુઓ કે અણુઓ એકબીજાની નજીક આવે છે ત્યારે તેમાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉનનાં વાદળ વચ્ચે સમાન વીજભારને લીધે અપાકર્ષણ થાય છે. તેમજ બંનેના કેન્દ્ર વચ્ચે પણ અપાકર્ષણ થાય છે. બે અણુઓ કે પરમાણુઓ વચ્ચેનું અંતર ઘટતાં આ અપાકર્ષણબળની પ્રબળતામાં ખૂબ જ ઝડપથી વધારો થાય છે. તેથી જ વાયુઓ પર દબાણની અસર વધુ થાય છે. જ્યારે પ્રવાહીમાં ઓછી અને ઘન અવસ્થામાં ખૂબ જ ઓછી અથવા નહિવત્ અસર થાય છે. ઘન અવસ્થામાં અણુઓ પહેલેથી વાયુ-અવસ્થાની સરખામણીમાં નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે. તેથી હવે દબાણ લગાડવાથી ઘન અવસ્થામાં અણુઓ વધુ નજીક જતા નથી,

કારણ કે અણુઓ નજીક હોવાથી તેમાં અપાકર્ષણ હોય છે. વધુ નજીક લઈ જવામાં આવે તો અપાકર્ષણબળ વધી જાય. તેથી અણુઓનું નજીક જવું અટકી જાય છે. એટલે કે ઘન અવસ્થામાં દબાણની અસર ખૂબ જ ઓછી થાય છે. હવે પ્રવાહી અવસ્થામાં અણુઓ ઘન અવસ્થાની સરખામણીમાં થોડા દૂર ગોઠવાયેલા હોવાથી તેના પર દબાણની અસર થતાં, અણુઓ થોડા નજીક જાય છે. તેથી પ્રવાહી પર દબાણની અસર થોડી વર્તાય છે. 293 K તાપમાને પાણી ઉપર 1000 બાર દબાણ આપવામાં આવે, તો તેનુ કદ માત્ર 4% જેટલું ઘટે છે. હવે વાયુ-અવસ્થામાં અણુઓ ખૂબ જ દૂર ગોઠવાયેલા હોવાથી દબાણ લગાડતાં અણુઓ નજીક આવે છે. તેથી વાયુ-અવસ્થા પર દબાણની અસર મહત્તમ થાય છે.

દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા નક્કી કરતું અગત્યનું પરિબળ **ઉષ્મીય ઊર્જાની અણુઓની ગતિ પર થતી અસર છે. અણુઓ કે પરમાણુઓની ગતિના કારણે ઉદ્ભવતી ઊર્જાને તેની ઉષ્મીય ઊર્જા કહે છે.** તેનો આધાર પદાર્થના તાપમાન પર છે. જેમ તાપમાન વધુ તેમ અણુ કે પરમાણુની ગતિ વધે છે. આ ગતિને ઉષ્મીય ગતિ (Thermal motion) પણ કહે છે.

હવે આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ અણુને એકબીજાની નજીક ગોઠવણીનું વલણ ધરાવે છે, જ્યારે ઉષ્મીય ઊર્જા અણુને એકબીજાથી દૂર ગોઠવણીનું વલણ ધરાવે છે તેથી આ બંને વિરુદ્ધ પરિબળો વચ્ચેના સમતુલિત સમન્વયથી દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા ઘન, પ્રવાહી કે વાયુ નક્કી થાય છે. વાયુ-અવસ્થા ધરાવતા અણુઓમાં માત્ર આકર્ષણને કારણે અણુ નજીક ગોઠવાયેલા હોવાથી તે વાયુમાંથી પ્રવાહી કે ઘન અવસ્થા આપમેળે પ્રાપ્ત કરતી નથી, કારણ કે પ્રવાહી કે ઘન અવસ્થાને અનુરૂપ તેની ઉષ્મીય ઊર્જામાં પણ ઘટાડો થવો જરૂરી છે. આમ, માત્ર વાયુના સંકોચનથી તેનું ઘન કે પ્રવાહી અવસ્થામાં પરિવર્તન થતું નથી. પરંતુ વાયુનું તાપમાન નીચું લઈ જતાં તેની ઉષ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો થતાં તેનું સરળતાથી પ્રવાહીકરણ કરી શકાય છે. વાયુ-અવસ્થામાં અણુઓ વચ્ચે નિર્બળ આકર્ષણ હોવાથી તેની લાક્ષણિકતાઓ નીચે મુજબ છે :

(i) વાયુઓને ચોક્કસ આકાર, કદ અને સપાટી (પૃષ્ઠ) નથી. તે જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે છે, તે પાત્રનો આકાર અને કદ પ્રાપ્ત કરે છે.

(ii) વાયુઓ સંકોચનનો ગુણધર્મ ધરાવતા હોવાથી તેના પર દબાણની અસર થાય છે, તેમજ તાપમાનની પણ અસર થાય છે.

(iii) વાયુના અણુઓ દરેક દિશામાં એકસરખું દબાણ કરે છે અને દરેક દિશામાં એકસરખી રીતે પ્રસરણ પામે છે.

(iv) વાયુઓ એકબીજામાં આપમેળે, એકસરખી રીતે સરળતાથી મિશ્ર થાય છે.

(v) ઘન અને પ્રવાહીની ઘનતા કરતાં વાયુની ઘનતા ખૂબ જ ઓછી હોય છે.

પદાર્થની ત્રણ અવસ્થામાંથી વાયુ-અવસ્થા સૌથી સાદી અવસ્થા છે, કારણ કે આ અવસ્થામાં અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણબળ નહિવત્ છે અને તેની વર્તણૂકમાં સામ્ય દર્શાવે છે. જુદા-જુદા વાયુઓના રાસાયણિક ગુણધર્મો જુદા-જુદા હોય છે. છતાં પણ તેમની વર્તણૂકમાં સામ્ય જોવા મળે છે. તેમની વર્તણૂકને દળ, કદ, તાપમાન અને દબાણના જથ્થાત્મક સંબંધ વડે વર્ણવી શકાય છે, આ સંબંધોને પ્રાયોગિક અભ્યાસથી શોધવામાં આવ્યા છે. આવા સંબંધોને વાયુના નિયમો કહે છે. વાયુઓ માટે કેટલાક નિયમો ઉપજાવી શકાયા છે. જ્યારે પ્રવાહી માટે તેથી ઓછા અને ઘન માટે આવા નિયમો ઘણા જ ઓછા ઉપજાવી શકાયા છે.

2.2 વાયુના નિયમો (The Gas Laws)

નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના કદનો આધાર તેના તાપમાન અને દબાણ પર હોય છે. આ બંને પરિબળો જુદા-જુદા સ્થળે અને વાતાવરણમાં ફેરફાર થતાં બદલાતા રહે છે. તેથી વાયુનું કદ અને તેના પર અસર કરનાર પરિબળો વચ્ચેનો સંબંધ સમજાવો જરૂરી છે. આ સંબંધના અભ્યાસ પરથી વાયુના નિયમો ઉપજાવવામાં આવ્યા છે.

બૉઇલનો નિયમ : 1662માં વૈજ્ઞાનિક રૉબર્ટ બૉઇલે (Robert Boyle) નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે અચળ તાપમાને તેના દબાણ અને કદ વચ્ચેના સંબંધનો અભ્યાસ કરવા પ્રયોગ કર્યા. અંતે પ્રયોગોના અવલોકન પરથી વાયુના દબાણ અને કદ વચ્ચેનો સંબંધ રજૂ કર્યો. તેને બૉઇલનો નિયમ કહે છે. તે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

"નિયત તાપમાને, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ (P), તેના કદ (V) ના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે." ગાણિતીક રીતે બૉઇલનો નિયમ નીચે મુજબ લખી શકાય :

$$P \propto \frac{1}{V}$$ (નિયત તાપમાન, નિશ્ચિત જથ્થો)

$$\therefore \; P = K \cdot \frac{1}{V}$$

જ્યાં K સમપ્રમાણતા અચળાંક છે અને તેનો આધાર વાયુના તાપમાન અને જથ્થા પર છે.

$$PV = K$$

આથી બૉઇલના નિયમ પરથી એમ કહી શકાય કે "નિયત તાપમાને, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના દબાણ અને કદનો ગુણાકાર અચળ હોય છે."

હવે નિયત તાપમાને નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુની પ્રારંભિક સ્થિતિએ દબાણ અને કદ અનુક્રમે P_1 અને V_1 છે તથા અંતિમ સ્થિતિએ P_2 અને V_2 થાય, તો બૉઇલના નિયમ પ્રમાણે,

$P_1V_1 = K$ (1)

$P_2V_2 = K$ (2)

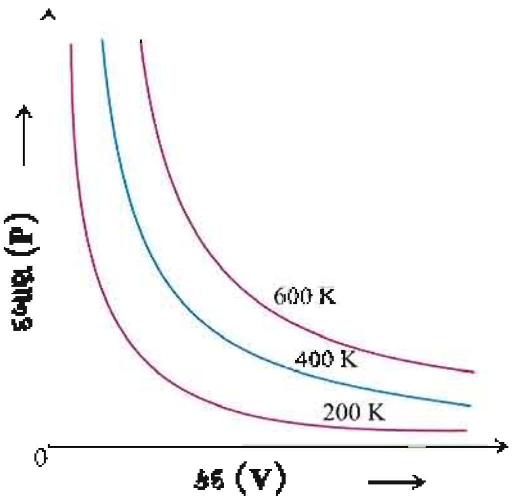
સમીકરણ (1) અને (2) પરથી,

$\therefore P_1V_1 = P_2V_2 = K$

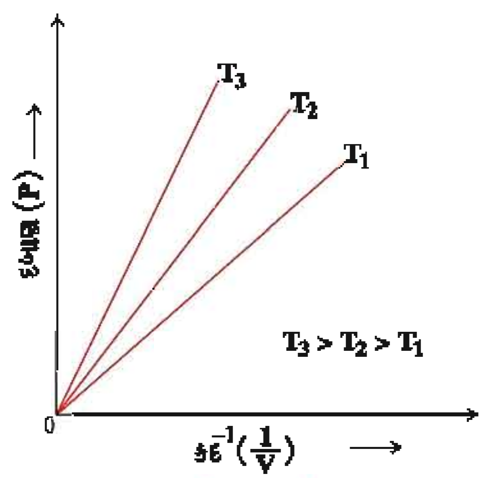
(નિયત તાપમાન-નિશ્ચિત જથ્થો)

બૉઇલનો નિયમ આલેખ દ્વારા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

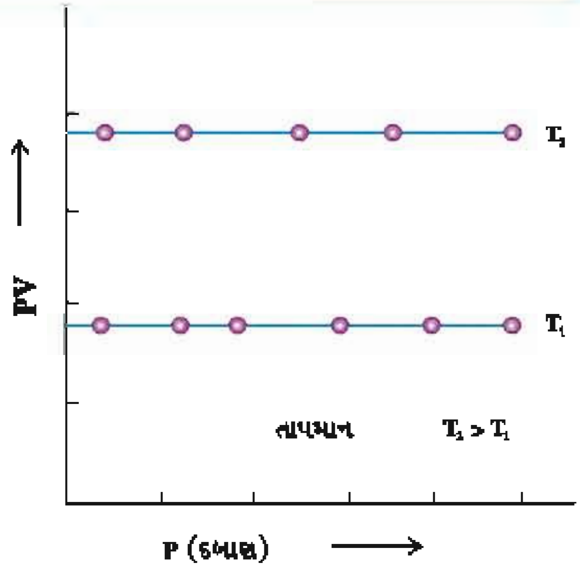
આકૃતિ 2.4 માં જુદા-જુદા અચળ તાપમાને નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે દબાણ અને કદ વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવતો આલેખ છે. આ આલેખને સમતાપી વક્ર (Isotherm)કહે છે. જુદા-જુદા અચળ તાપમાન માટે પ્રાપ્ત થતાં સમતાપી



આકૃતિ 2.4 આલેખ I



આકૃતિ 2.5 આલેખ II



આકૃતિ 2.6 આલેખ III

વક્ર માટે આલેખ પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે કોઈ એક અચળ તાપમાને વાયુનું દબાણ વધે તો તેના કદમાં ઘટાડો થાય છે અને કદ વધે તો દબાણમાં ઘટાડો થાય છે. એટલે કે દબાણ અને કદનો ગુણાકાર અચળ બને છે. પરંતુ તાપમાન બદલાય તો PV = Kમાં Kનું મૂલ્ય પણ બદલાય છે આકૃતિ 2.6 આલેખ III પરથી આ સ્પષ્ટ થાય છે.

વાયુ માટે તેની ઘનતા અને દબાણના સંબંધ ને દર્શાવતું સૂત્ર બૉઇલના નિયમ ઉપરથી નીચે મુજબ મેળવી શકાય :

બૉઇલના નિયમ મુજબ PV = K..... (2.1)

હવે ઘનતા $d = \frac{m}{V}$

$\therefore V = \frac{m}{d}$ સમીકરણ (2.1)માં મૂકતાં

$p \cdot \frac{m}{d} = K$

$\therefore d = \left(\frac{m}{K}\right) \cdot P$

પરંતુ નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે m અચળ હોવાથી $\left(\frac{m}{K}\right)$ નું મૂલ્ય પણ અચળ થશે, તેથી તેને K' વડે રજૂ કરતાં,

$\therefore d = K' \cdot P \therefore d \propto P$

હવે $\frac{d}{P} = K'$ હોવાથી $\frac{d_1}{P_1} = \frac{d_2}{P_2}$ લખી શકાય.

આમ ઘનતા અને દબાણનો સંબંધ બૉઇલના નિયમ વડે તારવતાં, નીચે મુજબ લખી શકાય :

"નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે અચળ તાપમાને વાયુની ઘનતા તેના દબાણને સમપ્રમાણમાં હોય છે."

આ સંબંધ વ્યવહારુ ઉદાહરણ સમજવા માટે ઉપયોગી છે. દા.ત., માઉન્ટ આબુ ઉપર હવાનું દબાણ ઘટે છે. (લગભગ 0.5 બાર) તેથી હવાનું દબાણ ઘટતાં હવાની ઘનતા પણ ઘટશે, તેથી હવામાં રહેલા O_2 વાયુની ઘનતામાં પણ ઘટાડો થતાં શ્વાસ લેવામાં મુશ્કેલી પડે છે. તેવી જ રીતે ઊંચે ઊડતા વિમાનમાં પણ આવી જ મુશ્કેલી પડતી હોવાથી વિમાનમાં કૃત્રિમ રીતે હવાનું દબાણ જાળવવા પ્રયત્ન થયેલો હોય છે. છતાં પણ સંજોગોવશાત્ શ્વાસ લેવામાં તકલીફ પડે, તો O_2 વાયુની પણ ગોઠવણી કરેલી હોય છે.

દાખલો 1 : નિયત તાપમાને નિશ્ચિત જથ્થાના ક્લોરિન વાયુના એક નમૂનાને 2.5 લિટરના પાત્રમાં ભરવાથી તેનું દબાણ 4 બાર માલૂમ પડે છે. જો આ વાયુનું દબાણ 10 બાર કરવામાં આવે તો તેનું કદ કેટલું થશે ?

ઉકેલ :

બોઈલના નિયમ મુજબ

$P_1V_1 = P_2V_2$

$P_1 = 4$ બાર, $V_1 = 2.5$ લિટર

$P_2 = 10$ બાર, $V_2 = ?$

$\therefore V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$

$= \frac{4 \text{ બાર} \times 2.5 \text{ લિટર}}{10 \text{ બાર}}$

$= 1$ લિટર

$\therefore$ ક્લોરિન વાયુનું કદ 1 લિટર થશે.

દાખલો 2 : નિયત તાપમાને, નિશ્ચિત જથ્થાનો O_2 વાયુ 200 મિલિબાર દબાણે 200 મિલિ કદ ધરાવતી બૉટલમાં ભર્યો છે. જો આ વાયુને 2 લિટર કદની બૉટલમાં ભરવામાં આવે તો વાયુનું દબાણ કેટલું થશે ?

ઉકેલ : બોઈલના નિયમ મુજબ

$P_1V_1 = P_2V_2$

$P_1 = 200$ મિલિબાર, $V_1 = 200$ મિલિ

$P_2 = ?$, $V_2 = 2$ લિટર $= 2000$ મિલિ

$\therefore P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$

$= \frac{200 \times 200}{2000}$

$= 20$ મિલિબાર

$\therefore$ O_2 વાયુનું દબાણ 20 મિલિબાર થશે.

દાખલો 3 : સમુદ્રની સપાટી ઉપર અજ્ઞાત વાયુની ઘનતા 1.5 મિલિગ્રામ લિટર$^{-1}$ હોય તો, માઉન્ટ આબુ ઉપર 0.5 બાર દબાણે અજ્ઞાત વાયુની ઘનતા કેટલી થશે ?

ઉકેલ : સમુદ્રની સપાટી પર અજ્ઞાત વાયુનું દબાણ 1 બાર હોય છે.

હવે બોઈલના નિયમ મુજબ,

$\frac{d_1}{P_1} = \frac{d_2}{P_2}$

$d_1 = 1.5$ મિલિગ્રામ લિટર$^{-1}$, $d_2 = ?$,

$P_1 = 1$ બાર, $P_2 = 0.5$ બાર

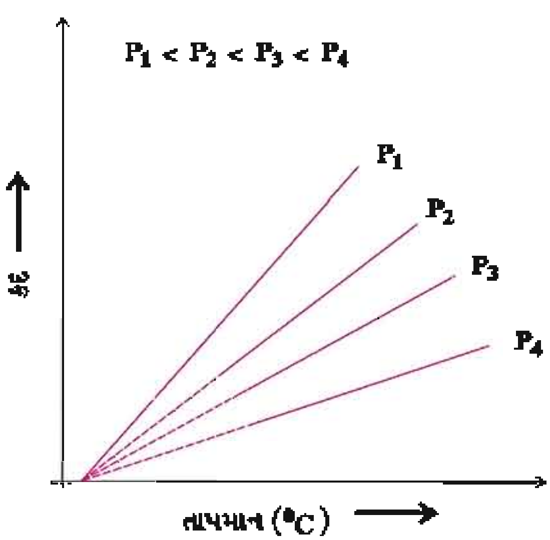
$\therefore d_2 = \frac{d_1 P_2}{P_1}$

$= \frac{1.5 \times 0.5}{1}$

$= 0.75$ મિલિગ્રામ લિટર$^{-1}$

$\therefore$ અજ્ઞાત વાયુની ઘનતા 0.75 મિલિગ્રામ લિટર$^{-1}$ થશે.

નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાન : નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે, અચળ દબાણે વાયુનું તાપમાન બદલાતાં તેના કદમાં થતો ફેરફાર સમજવા માટે પ્રયોગો કરી અવલોકનો મેળવવામાં આવ્યાં. અવલોકનોના આધારે વાયુના કદ અને તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ મેળવી શકાયો. તેને ચાર્લ્સનો નિયમ (Charles' law) કહે છે. આ પરિણામોનાં પૃથક્કરણ પરથી તાપમાનના નિરપેક્ષ માપક્રમનો વિચાર ઉદ્ભવ્યો હતો. તાપમાન અને કદના અવલોકન પરથી પ્રાપ્ત થયેલાં મૂલ્યોને આલેખમાં દર્શાવતાં આલેખ આકૃતિ 2.7 મળે છે.



આકૃતિ 2.7 કદ → તાપમાન (°C)

નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે અચળ દબાણે તાપમાન ઘટાડવાથી કદ ઘટે છે અને તાપમાન વધારવાથી કદ વધે છે. આમ, કદ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. પ્રાયોગિક અવલોકન પરથી કદ અને તાપમાન દર્શાવતા આલેખને નીચા તાપમાન

તરફ લંબાવતાં તે -273.15^0 સે તાપમાને X-ધરીને છેદે છે. તે દર્શાવે છે કે સૈદ્ધાંતિક રીતે -273.15^0 સે તાપમાને વાયુનું કદ શૂન્ય થવું જોઈએ અને હજુ પણ તેનાથી નીચા તાપમાને વાયુનું કદ ઋણ બનશે, જે અર્થ વગરનું છે. આમ, -273.15^0 સે તાપમાન જ્યાં વાયુનું કદ શૂન્ય માનવામાં આવે છે. તે તાપમાનને નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાન કહે છે. નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાનનો ખ્યાલ બ્રિટિશ વૈજ્ઞાનિક લૉર્ડ કૅલ્વિન (Lord Kelvin)ને આવ્યો હોવાથી આ નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાનને કૅલ્વિન તાપમાન પણ કહે છે. તેને **K** સંજ્ઞા વડે દર્શાવાય છે. કૅલ્વિન તાપમાન લખતી વખતે ડિગ્રી સંજ્ઞા વપરાતી નથી. સેલ્સિયસ અને કૅલ્વિન તાપમાનની સરખામણી કરતાં, તેનો સંબંધ નીચે પ્રમાણે મળે છે :

-273.15^0 સે $= 0$ K

હવે બંને બાજુ 273.15 ઉમેરતાં

0^0 સે $= 273.15$ K

1^0 સે $= (1 + 273.15)$ K

$\therefore t^0$ સે $= (t + 273.15)$ K થશે, જે સેલ્સિયસ અને કૅલ્વિન તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ છે. આ સંબંધ તાપમાન દર્શાવવા માટેનો નવો માપક્રમ પણ દર્શાવે છે. તેને કૅલ્વિન માપક્રમ પણ કહે છે. નિરપેક્ષ તાપમાન અને વાયુના કદનો સંબંધ પ્રાયોગિક અવલોકનના અંતે પ્રાપ્ત થયો. તેને ચાર્લ્સનો નિયમ કહે છે. સરળતા માટે 273.15 મૂલ્યના સ્થાને લગભગ 273 મૂલ્ય લેતાં,

t^0 સે $= (t + 273)$ K થશે.

કૅલ્વિન એકમને તાપમાનના **SI** એકમ તરીકે સ્વીકારવામાં આવેલ છે.

ચાર્લ્સનો નિયમ : 1787માં વૈજ્ઞાનિક ચાર્લ્સ (Charles) વાયુ માટે કેટલાક પ્રયોગ કરીને, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે અચળ દબાણે વાયુના કદ પર નિરપેક્ષ તાપમાનની અસરનો સંબંધ મેળવ્યો, તેને ચાર્લ્સનો નિયમ કહે છે.

ચાર્લ્સ અને ગેલ્યુસેકે કેટલાંક પ્રાયોગિક અવલોકનો દ્વારા શોધી કાઢ્યું કે, "અચળ દબાણે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના તાપમાનમાં 1^0 સે નો વધારો કે ઘટાડો કરતાં તેના કદમાં થતા ફેરફારનું મૂલ્ય 0^0 સે તાપમાને વાયુના અસલ કદના $\frac{1}{273}$ મા ભાગ જેટલું હોય છે."

હવે ધારો કે 0^0 સે તાપમાને વાયુનું કદ V_0 છે. તેથી તેનું તાપમાન એક ડિગ્રી સેલ્સિયસ વધારતાં વાયુના કદમાં થતો વધારો $(V_0 \times \frac{1}{273})$ થશે અને t^0 સે તાપમાનનો વધારો કરતાં, વાયુના કદમાં થતો વધારો $(V_0 \times \frac{t}{273})$ થશે. તેથી t^0 સે તાપમાને વાયુનું કદ $\left(V_0 + \frac{V_0 \times t}{273}\right)$ થશે.

$$\therefore V_t = \left(V_0 + \frac{V_0 \times t}{273}\right)$$

$$= V_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

$$= V_0 \left(\frac{273 + t}{273}\right)$$

પરંતુ $t + 273 = T_t$ કૅલ્વિન તાપમાન મૂકતાં અને 273 માટે T_0 મૂકતાં,

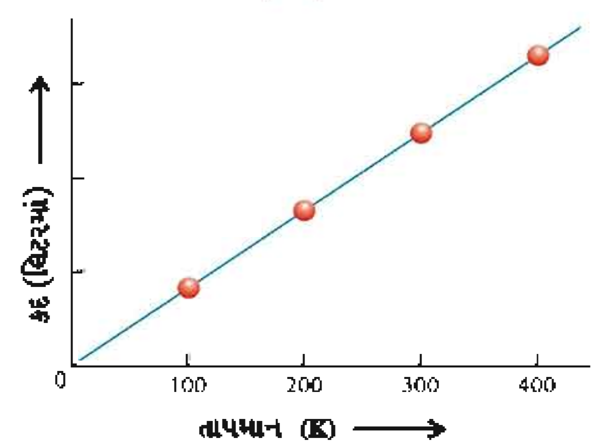
$$V_t = V_0\left(\frac{T_t}{T_0}\right)$$

$$V_t = \left(\frac{V_0 T_t}{T_0}\right)$$

$$\frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_0} = K \text{ અથવા } \frac{V_t}{T_t} = \frac{V_0}{T_0} = K$$

$\therefore \frac{V}{T} = K$, $V = KT$ અથવા $V \propto T$ (નિશ્ચિત જથ્થો અચળ દબાણ). તેથી ચાર્લ્સના નિયમને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

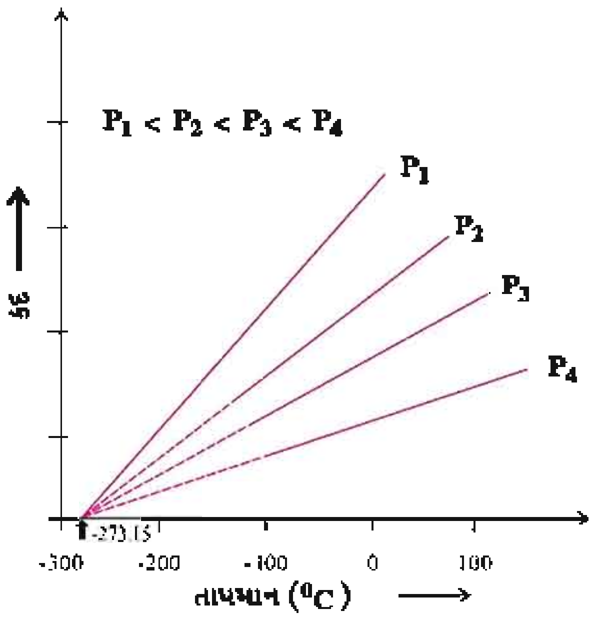
"અચળ દબાણે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું કદ તેના નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે."



આકૃતિ 2.8 ચાર્લ્સનો નિયમ
કદ → તાપમાન (K)

હવે અચળ દબાણે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું પ્રારંભિક સ્થિતિએ કદ અને નિરપેક્ષ તાપમાને અનુક્રમે V_1 અને T_1 છે. અને અંતિમ સ્થિતિએ V_2 અને T_2 થાય, તો ચાર્લ્સના નિયમ મુજબ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ થશે.

ચાર્લ્સના નિયમને આલેખ દ્વારા નીચે મુજબ દર્શાવી શકાય. અહીં આપેલી આકૃતિ 2.9 પરથી કહી શકાય કે અચળ દબાણે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું કદ તેના નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. જે સીધી રેખા દર્શાવે છે. જુદા-જુદા દબાણે $\frac{V}{T} = K$ અચળાંકનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હોય છે. તે આકૃતિ 2.9માં દર્શાવેલ છે આકૃતિમાં $P_1 < P_2 < P_3 < P_4$ છે.



આકૃતિ 2.9 કદ → તાપમાન (^0C)

દાખલો 4 : 127^0 સે તાપમાને O_2 વાયુનું કદ 3 લિટર છે. જો તેનું કદ અડધું કરવું હોય તો તેનું તાપમાન કેટલું કરવું પડે ?

ઉકેલ : ચાર્લ્સના નિયમ મુજબ

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$V_1 = 3$ લિટર, $V_2 = \frac{3}{2}$ લિટર

$T_1 = 127 + 273 = 400$ K, $T_2 = ?$

$$\therefore T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

$$= \frac{1.5 \times 400}{3}$$

$= 200$ K

$\therefore t_2^0 = T_2 - 273 = 200 - 273 = -73^0$ સે.

$\therefore O_2$ વાયુનું તાપમાન -73^0 સે કરવું પડે.

દાખલો 5 : અચળ દબાણે અને 125^0 સે તાપમાને 2 લિટર કદના પાત્રમાં હિલિયમ વાયુ ભરેલો છે. તેનું તાપમાન સેલ્સિયસમાં બે ગણું કરતાં, તેને કેટલા લિટર કદના પાત્રમાં ભરવો પડે ?

ઉકેલ : ચાર્લ્સના નિયમ મુજબ,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$V_1 = 2$ લિટર, $V_2 = ?$

$T_1 = 125 + 273 = 398$ K,

$T_2 = 250 + 273 = 523$ K

$$\therefore V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$= \frac{2 \times 523}{398}$$

$= 2.628$ લિટર

∴ હિલિયમ વાયુને 2.628 લિટર કદના પાત્રમાં ભરવો પડે.

ગેલ્યુસેકનો નિયમ : નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે અચળ કદે તેના દબાણ અને નિરપેક્ષ તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ નક્કી કરવા ગેલ્યુસેકે કરેલ પ્રયોગો દરમિયાન પ્રાપ્ત થયેલાં અવલોકનો પરથી નીચે મુજબ સંબંધ માલૂમ પડ્યો. તને ગેલ્યુસેકનો નિયમ કહે છે.

"નિયત કદે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ વાયુના નિરપેક્ષ તાપમાનને સમપ્રમાણમાં હોય છે." ગાણિતીક રીતે ગેલ્યુસેકનો નિયમ $P \alpha T$ લખી શકાય.

હવે, $P \alpha T$ ...... (નિયત કદ, નિશ્ચિત જથ્થો)

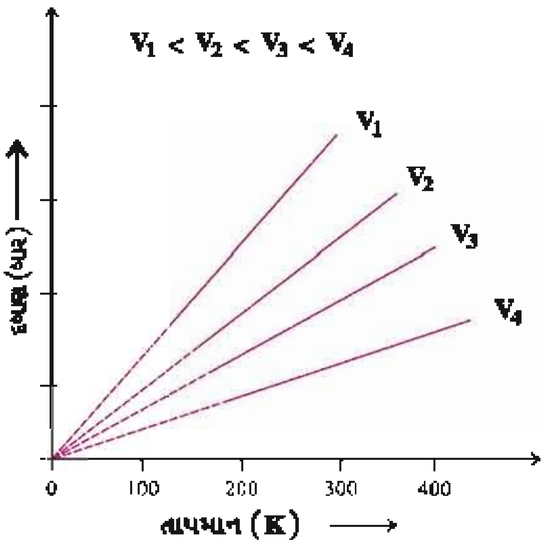
$\therefore P = KT$

$$\therefore \frac{P}{T} = K$$

નિયત કદે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે જો પ્રારંભિક સ્થિતિએ તેના દબાણ અને નિરપેક્ષ તાપમાન અનુક્રમે P_1 અને T_1 હોય અને અંતિમ સ્થિતિએ P_2 અને T_2 હોય તો ગેલ્યુસેકનો નિયમ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ લખી શકાય.

ગેલ્યુસેકના નિયમની સમજૂતી આલેખ દ્વારા પણ સમજાવી શકાય. દબાણ અને નિરપેક્ષ તાપમાનનો સંબંધ

આકૃતિ 2.10માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે પ્રાપ્ત થાય છે. હવે નિયત કદે, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે $\frac{P}{T}$ નું મૂલ્ય અચળ પ્રાપ્ત થાય છે. જુદાં-જુદાં અચળ કદ માટે $\frac{P}{T} = K$ નાં અચળાંકોનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હોય છે. તે આલેખ દ્વારા સ્પષ્ટ થાય છે. આલેખમાં દર્શાવ્યા મુજબ $V_1 < V_2 < V_3 < V_4$ છે.



આકૃતિ 2.10 ગેલ્યુસેકનો નિયમ
દબાણ (બાર) → તાપમાન (K)

દાખલો 6 : 2 લિટર કદના એક બંધપાત્રમાં ભરેલા N_2 વાયુનું 27^0 સે તાપમાને દબાણ 2 બાર છે. જો તેનું તાપમાન 77^0 સે કરવામાં આવે, તો વાયુનું દબાણ કેટલું થશે ?

ઉકેલ : ગેલ્યુસેકના નિયમ મુજબ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

P_1 = 2 બાર, P_2 = ?

$T_1 = 27 + 273 = 300$ K,

$T_2 = 77 + 273 = 350$ K

$$\therefore P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$= \frac{2 \times 350}{300}$$

= 2.33 બાર

∴ N_2 વાયુનું દબાણ 2.33 બાર થશે.

દાખલો 7 : 400 K તાપમાને 5 લિટર કદના બંધપાત્રમાં Cl_2 વાયુનું દબાણ 4 બાર છે જો તેનું દબાણ 5 બાર કરવું હોય, તો તેનું તાપમાન કેટલા °સે રાખવું જોઈએ ?

ઉકેલ : ગેલ્યુસેકના નિયમ મુજબ

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

P_1 = 4 બાર, P_2 = 5 બાર,

T_1 = 400 K, T_2 = ?

$$\therefore T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

$$= \frac{5 \times 400}{4} = 500 \text{ K}$$

હવે, t^0 સે = $T_2 - 273$

= 500–273 = 227^0 સે

∴ Cl_2 વાયુનું તાપમાન 227^0 સે. રાખવું જોઈએ.

એવોગેડ્રોનો નિયમ : 1811માં ડાલ્ટનનો સિદ્ધાંત અને ગેલ્યુસેકનો સંયોજાતા કદના નિયમના તારણને ભેગાં કરવાનો પ્રયત્ન કરી. અચળ તાપમાને અને દબાણે વાયુના કદ અને અણુની સંખ્યા વચ્ચેનો સંબંધ એવોગેડ્રોએ રજૂ કર્યો. તે એવોગેડ્રોના નિયમ તરીકે જાણીતો થયો. એવોગેડ્રોના નિયમ મુજબ, **"સમાન તાપમાને અને દબાણે સરખાં કદ ધરાવતા બધા જ વાયુઓમાં અણુની સંખ્યા સમાન હોય છે."** તેથી અચળ તાપમાને અને દબાણે વાયુનું કદ (V) તેમાં રહેલા અણુની સંખ્યા (n)ને સમપ્રમાણમાં હોય છે.

$\therefore V \propto n$

$\therefore V = Kn$...... (એવોગેડ્રોના નિયમનું ગાણિતીક સ્વરૂપ).

2.3 પ્રમાણભૂત તાપમાન અને દબાણ (Standard Temperature and Pressure)

નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું કદ તેના તાપમાન અને દબાણ પર આધાર રાખે છે, તેથી 0^0 સે એટલે કે 273 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણ (10^5 પાસ્કલ)ને SI પદ્ધતિ પ્રમાણે પ્રમાણિત સ્વીકારવામાં આવ્યાં છે. તેથી આ તાપમાન અને દબાણનાં મૂલ્યોને પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણ કહે છે. તેથી **કોઈ પણ 1 મોલ વાયુનું પ્રમાણિત સ્થિતિએ (STP) કદ એકસમાન (આદર્શવાયુ માટે 22.71098 લિટર મોલ$^{-1}$) હોય છે. આ કદને મોલરકદ (આણ્વિય કદ) કહે છે.** STP એ કેટલાક વાયુઓના મોલરકદ કોષ્ટક 2.1માં દર્શાવ્યાં છે. તેથી સામાન્ય રીતે STP એ 22.413996 લિટર એટલે કે આશરે 22.4 લિટરને વાયુના મોલરકદ

તરીકે સ્વીકારવામાં આવ્યું છે. એક મોલ વાયુમાં રહેલા અણુની સંખ્યા 6.022×10^{23} છે અને આ અચળ સંખ્યાને એવોગેડ્રો-આંક કહે છે. તેથી STP એ 22.4 લિટર વાયુમાં અણુની સંખ્યા 6.022×10^{23} હોય છે.

કોષ્ટક 2.1

કેટલાક વાયુઓના મોલર કદ (આણ્વિય કદ)

વાયુ	કદ (લિટર મોલ$^{-1}$)
આર્ગોન	22.37
કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ	22.54
ડાયનાઇટ્રોજન	22.69
ડાયઑક્સિજન	22.69
ડાયહાઇડ્રોજન	22.72
આદર્શવાયુ	22.71

સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ : બૉઇલ અને ચાર્લ્સનો નિયમ વાયુના કદ સાથે અનુક્રમે દબાણ અને તાપમાન સાથેનો સંબંધ દર્શાવે છે. તેથી આ બંને નિયમોનો સમન્વય કરવાથી નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના કદ પર તાપમાન અને દબાણની એકીસાથે થતી અસરનો સંબંધ દર્શાવતું સમીકરણ મળે છે. તે સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ તરીકે જાણીતું છે અથવા તેને વાયુ-સમીકરણ પણ કહે છે.

બૉઇલના નિયમ મુજબ $V \propto \frac{1}{P}$ (નિશ્ચિત જથ્થો, અચળ તાપમાન)

ચાર્લ્સના નિયમ મુજબ $V \propto T$ (નિશ્ચિત જથ્થો, અચળ દબાણ)

બંને નિયમના સમીકરણ પરથી સંયુક્ત ચલન મેળવતાં

$$V \propto \frac{T}{P}$$

$$\therefore PV \propto T$$

$$\therefore PV = KT$$

$$\therefore \frac{PV}{T} = K \ \ldots\ldots \text{ (સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ)}$$

હવે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુ માટે તેની પ્રારંભિક સ્થિતિએ દબાણ, કદ અને નિરપેક્ષ તાપમાન અનુક્રમે P_1, V_1 અને T_1 હોય. તથા અંતિમ સ્થિતિએ અનુક્રમે P_2, V_2 અને T_2 હોય, તો સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$ થશે.

દાખલો 8 : 27^0 સે તાપમાને 2 લિટર કદના પાત્રમાં CO નું દબાણ 4 બાર છે તો 77^0 સે તાપમાને 4 લિટર કદના પાત્રમાં તે ભરવાથી તેનું દબાણ કેટલું થશે ?

ઉકેલ : સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

$P_1 = 4.0$ બાર, $P_2 = ?$ બાર,

$V_1 = 2$ લિટર, $V_2 = 4.0$ લિટર

$T_1 = 27 + 273 = 300$ K,

$T_2 = 77 + 273 = 350$ K

$$\therefore P_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{V_2}$$

$$= \frac{4 \times 2 \times 350}{300 \times 4}$$

$= 2.33$ બાર

$\therefore$ CO નું દબાણ 2.33 બાર થશે.

દાખલો 9 : 400 K તાપમાને 200 મિલિ N_2 વાયુનું દબાણ 1.5 બાર છે. N_2 વાયુનું STP એ કદ શોધો.

ઉકેલ : સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$P_1 = 1.5$ બાર, $P_2 = 1$ બાર,

$V_1 = 200$ મિલિ, $V_2 = ?$

$T_1 = 400$ K, $T_2 = 273$ K

$$\therefore V_2 = \frac{P_1V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{P_2}$$

$$= \frac{1.5 \times 200 \times 273}{400 \times 1}$$

$= 204.75$ મિલિ

$\therefore$ N_2 વાયુનું STP એ કદ 204.75 મિલિ થશે.

દાખલો 10 : 2 લિટર કદના પાત્રમાં 27^0 સે તાપમાને CO_2 વાયુના 6.022×10^{22} અણુઓ દાખલ કરવાથી પાત્રમાંના CO_2 વાયુનું દબાણ શોધો.

ઉકેલ : 6.022×10^{23} અણુનું કદ STP એ 22.4 લિટર હોય છે.

6.022×10^{22} અણુઓનું STP એ કદ

$$= 22.4 \times \frac{6.022 \times 10^{22}}{6.022 \times 10^{23}}$$

= 2.24 લિટર થશે.

હવે સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ મુજબ

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

P_1 = 1 બાર, P_2 = ?

V_1 = 2.24 લિટર, V_2 = 2 લિટર

T_1 = 273 K, T_2 = 27 + 273 = 300 K

$$\therefore P_2 = \frac{P_1V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{V_2}$$

$$= \frac{1 \times 2.24 \times 300}{273 \times 2}$$

= 1.231 બાર

$\therefore$ CO_2 વાયુનું દબાણ 1.231 બાર થશે.

2.4 આદર્શવાયુ-સમીકરણ (Ideal Gas Equation)

બોઇલ, ચાર્લ્સ અને એવોગેડ્રોના નિયમોના સમીકરણના સમન્વયથી મળતા સંબંધને આદર્શવાયુ સમીકરણ કહે છે. આ સમીકરણમાં ચાર ચલાયમાન જેવાં કે તાપમાન, દબાણ, કદ અને વાયુનો જથ્થો, વાયુની અવસ્થા વર્ણવે છે. તેમની વચ્ચેનો જથ્થાત્મક સંબંધ દર્શાવતા આ સમીકરણને **અવસ્થા-સમીકરણ (Equation of State) પણ કહે છે.**

$V \propto \frac{1}{P}$ (બોઇલનો નિયમ)

$V \propto T$ (ચાર્લ્સનો નિયમ)

$V \propto n$ (એવોગેડ્રો નિયમ)

$$\therefore V \propto \frac{nT}{P}$$

$$\therefore PV \propto nT$$

$\therefore PV = nRT$ (જ્યાં R સપ્રમાણતા અચળાંક છે.)

R ને સાર્વત્રિક અચળાંક (Universal Constant) પણ કહે છે. કારણ કે Rનું મૂલ્ય બધા જ વાયુઓ માટે એકસરખું હોય છે. તેમજ કોઈ પણ તાપમાન, દબાણ કે કદ માટે પણ એકસરખું રહે છે. એટલે કે એક જ અચળ મૂલ્ય રહે છે. તેના મૂલ્યમાં ફેરફેર થતો નથી. જોકે જુદી-જુદી એકમ પદ્ધતિમાં એકમને અનુરૂપ Rનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હોય છે.

આદર્શવાયુ સમીકરણને ઘનતા અને આણ્વિય દળ સાથે સંબંધ દર્શાવતા સમીકરણ સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

આદર્શવાયુ સમીકરણ PV = nRT, જ્યાં n એ મોલસંખ્યા છે, પરંતુ $n = \frac{m}{M}$

(જ્યાં m = વાયુનું દળ અને M = આણ્વિય દળ)

ઉપરના સમીકરણમાં આ મૂલ્ય મૂકતાં,

$$\therefore PV = \frac{mRT}{M}$$

$$\therefore P = \left(\frac{m}{V}\right)\frac{RT}{M}$$ પરંતુ $\left(\frac{m}{V}\right) = d$ હોવાથી

$$P = \frac{dRT}{M}$$

(જ્યાં d = ઘનતા અને M = આણ્વિય દળ)

વાયુ-અચળાંક Rનાં મૂલ્યો : વાયુ-અચળાંક (સાર્વત્રિક અચળાંક) Rનાં મૂલ્યો જુદી-જુદી એકમ પદ્ધતિમાં જુદાં-જુદાં હોય છે. કારણ કે Rનો એકમ કાર્યશક્તિ મોલ$^{-1}$ કેલ્વિન$^{-1}$ હોવાથી, કાર્યનો એકમ જુદી-જુદી એકમ પદ્ધતિમાં જુદો-જુદો હોય છે.

સૌપ્રથમ સાર્વત્રિક અચળાંક Rનો એકમ સમજીશું.

આદર્શવાયુ સમીકરણ PV = nRT છે.

$$\therefore R = \frac{PV}{nT} = \frac{\text{દબાણ} \times \text{કદ}}{\text{મોલ} \times \text{તાપમાન}}$$

પરંતુ દબાણ = બળ ÷ ક્ષેત્રફળ હોવાથી,

$$R = \frac{(\text{બળ} \div \text{ક્ષેત્રફળ}) \times \text{કદ}}{\text{મોલ} \times \text{તાપમાન}}$$

$$R = \frac{\left[\text{બળ} \div (\text{લંબાઈ})^2\right] \times (\text{લંબાઈ})^3}{\text{મોલ} \times \text{તાપમાન}}$$

$$= \frac{\text{બળ} \times \text{લંબાઈ}}{\text{મોલ} \times \text{તાપમાન}} = \frac{\text{કાર્યશક્તિ}}{\text{મોલ} \times \text{તાપમાન}}$$

કારણ કે બળ × લંબાઈ = કાર્યશક્તિ

તેથી Rનો એકમ કાર્યશક્તિ મોલ$^{-1}$ કેલ્વિન$^{-1}$ થશે. જુદા-જુદા એકમમાં Rનાં મૂલ્યોની ગણતરી નીચે મુજબ છે :

(1) જો દબાણ અને કદના એકમ અનુક્રમે વાતાવરણ અને લિટર હોય, તો Rનો એકમ લિટર-વાતાવરણ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ થશે.

હવે એક મોલ વાયુનું STP એ કદ 22.4 લિટર છે.

તેથી, $R = \frac{PV}{nT}$

$= \frac{1 \text{ વાતા.} \times 22.4 \text{ લિટર}}{1 \text{ મોલ} \times 273 \text{ કેલ્વિન}}$

∴ R = 0.0821 લિટર વાતાવરણ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

(2) જો દબાણ અને કદના એકમ અનુક્રમે વાતાવરણ અને સેમી^{3} હોય તો Rનો એકમ વાતા. સેમી^{3} કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ થશે.

$R = \frac{PV}{nT}$

$= \frac{1 \text{ વાતા.} \times 22400 \text{ સેમી}^3}{1 \text{ મોલ} \times 273 \text{ કેલ્વિન}}$

= 82.1 વાતા. સેમી^{3} મોલ$^{-1}$ કેલ્વિન$^{-1}$ છે.

(3) જો દબાણ અને કદના એકમ અનુક્રમે ડાઇન સેમી$^{-2}$ અને સેમી^{3} હોય, તો Rનો એકમ અર્ગ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ થશે.

$R = \frac{PV}{nT}$

$= \frac{76 \text{ સેમી પારાની ઊંચાઈ} \times 22400 \text{ સેમી}^3}{1 \times 273}$

$= \frac{76 \times 13.6 \times 981 \times 22400}{1 \times 273}$

પારાની ઘનતા =13.6 ગ્રામ સેમી$^{-3}$, g = 981 ડાઇન

R = 8.314 × 10^7 અર્ગ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

= 8.314 જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

(1 જૂલ = 10^7 અર્ગ)

(4) હવે 4.184 જૂલ = 1 કેલરી

$R = \frac{8.314}{4.184}$

= 1.987 કેલરી કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

≡ 2 કેલરી કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

≡ 2 × 10^{-3} કિ કેલરી કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$

(5) જો વાયુ આદર્શ હોય અને દબાણ અને કદના એકમ અનુક્રમે બાર અને લિટર હોય, તો

$R = \frac{PV}{nT}$

$= \frac{1 \text{ બાર} \times 22.71 \text{ લિટર}}{1 \text{ મોલ} \times 273.15 \text{ K}}$

R = 8.314 × 10^{2} બાર લિટર મોલ^{1} કે^{1}

= 8.314 જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$

આમ, Rનાં મૂલ્યો દબાણ અને કદના જુદા-જુદા એકમ પ્રમાણે જુદાં-જુદાં હોય છે, જે નીચે કોષ્ટક 2.2માં દર્શાવ્યાં છે :

કોષ્ટક 2.2 R ના જુદાં-જુદાં મૂલ્યો

ક્રમ	Rનું મૂલ્ય	એકમ	P અને Vના એકમ
1	0.0821	લિટર વાતા. કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P વાતા. V લિટરમાં
2	82.1	મિલિ વાતા. કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P વાતા. V સેમી^{3}
3	8.314 × 10^7	અર્ગ કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P ડાઇન સેમી$^{-2}$, V સેમી^{3}
4	1.987	કેલરી કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P ડાઇન સેમી$^{-2}$, V સેમી^{3}
5	8.3144	જૂલ કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P પાસ્કલ અથવા ન્યૂટન મી$^{-2}$, V મી^{3}
6	8.314 × 10^{-2}	બાર લિટર કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	P બાર, V લિટરમાં

દાખલો 11 : 27^0 સે તાપમાને 2 લિટર કદના પાત્રમાં 5 મોલ Cl_2 વાયુ ભરવાથી, પાત્રમાંના Cl_2 વાયુનું દબાણ શોધો.

ઉકેલ : PV = nRT

$\therefore P = \frac{nRT}{V}$

P = ? n = 5 મોલ

R = 8.314×10^{-2} બાર લિટર $કે^{-1}$ $મોલ^{-1}$,

T = 27 + 273 = 300 K, V = 2 લિટર

$P = \frac{5 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 300}{2}$

= 62.355 બાર

$\therefore$ Cl_2 વાયુનું દબાણ 62.355 બાર થશે.

દાખલો 12 : 350 K તાપમાને 500 મિલિ કદના પાત્રમાં કેટલા મોલ O_2 વાયુનું દબાણ 250 બાર થાય ?

ઉકેલ :

આદર્શવાયુ સમીકરણ

PV = nRT

$\therefore n = \frac{PV}{RT}$

P = 250 બાર, n = ?

R = 8.314×10^{-2} બાર લિટર $કે^{-1}$ $મોલ^{-1}$,

T = 350 K

V = 500 મિલિ = 0.5 લિટર

$\therefore n = \frac{250 \times 0.5}{8.314 \times 10^{-2} \times 350}$

= 4.296 મોલ

$\therefore$ 4.296 મોલ O_2 વાયુનું દબાણ 250 બાર થશે.

દાખલો 13 : 200 મિલિ કદના પાત્રમાં કેટલા ^{0}સે તાપમાને 6.4 ગ્રામ O_2 વાયુનું દબાણ 50 બાર થાય ?

ઉકેલ :

આદર્શવાયુ સમીકરણ

PV = nRT

$\therefore PV = \frac{gRT}{M} \quad (n = \frac{g}{M})$

$\therefore T = \frac{PVM}{gR}$

P = 50 બાર, M = 32 ગ્રામ $મોલ^{-1}$

R = 8.314×10^{-2} બાર લિટર $કે^{-1}$ $મોલ^{-1}$,

g = 6.4 ગ્રામ

V = 200 મિલિ = 0.2 લિટર, T = ?

$\therefore T = \frac{50 \times 0.2 \times 32}{8.314 \times 10^{-2} \times 6.4}$

= 601.4 K

$\therefore t^0$ સે = T − 273

= 601.4 − 273

= 328.4^0 સે

$\therefore$ O_2 વાયુનું તાપમાન 328.4^0 સે જરૂરી છે.

દાખલો 14 : 350 K તાપમાને નિયોન વાયુની ઘનતા 0.9 ગ્રામ $લિટર^{-1}$ હોય, તો તેનું દબાણ શોધો.

ઉકેલ : આદર્શવાયુ સમીકરણ

$P = \frac{dRT}{M}$

P = ?, d = 0.9 ગ્રામ $લિટર^{-1}$

R = 8.314×10^{-2} બાર લિટર $કે^{-1}$ $મોલ^{-1}$,

T = 350 K, M = 20 ગ્રામ $મોલ^{-1}$

$\therefore P = \frac{0.9 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 350}{20}$

= 1.309 બાર

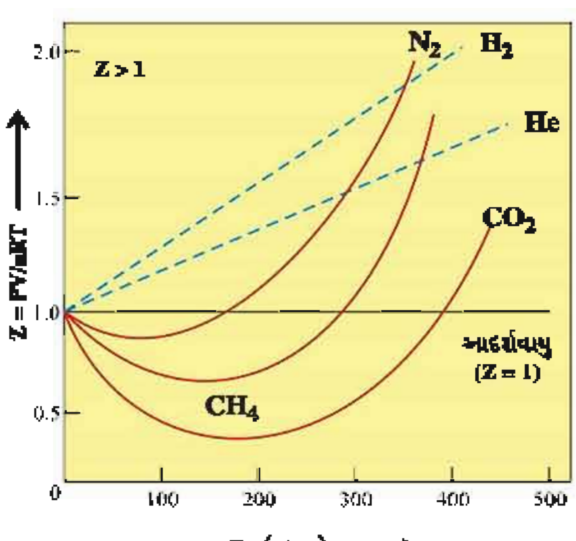
$\therefore$ નિયોન વાયુનું દબાણ 1.309 બાર થશે.

આદર્શવાયુનો ખ્યાલ : વાયુનું આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન : આદર્શવાયુ સમીકરણમાં આદર્શ શબ્દ વપરાયો છે. વાસ્તવમાં કોઈ પણ વાયુ એવો નથી, જે આ સમીકરણનું સંપૂર્ણપણે અમલીકરણ (પાલન) કરતો હોય. છતાં પણ વાસ્તવિક વાયુ ઊંચા તાપમાને અને નીચા દબાણે આદર્શવાયુ તરીકે વર્તે છે, એમ સ્વીકારવામાં આવ્યું છે.

તાપમાન અને દબાણના દરેક મૂલ્ય માટે આદર્શવાયુ સમીકરણ અને વાયુના નિયમોનું જે વાયુઓ પાલન કરે છે, તે વાયુઓને આદર્શવાયુઓ કહે છે. ખરેખર તો એક પણ વાયુ આવો આદર્શવાયુ જણાયો નથી. જો તાપમાન નીચું જાય તો અને ઊંચા દબાણે આદર્શવાયુ સમીકરણ અને વાયુના નિયમોમાં વિચલન માલૂમ પડે છે. આમ જે

વાયુઓ દરેક તાપમાને અને દબાણે આદર્શવાયુ સમીકરણ અને વાયુના નિયમોનું પાલન કરતા નથી, તેને બિનઆદર્શવાયુ (non-ideal gas) અથવા વાસ્તવિક વાયુ (real gas) કહે છે. દરેક વાયુ સામાન્ય રીતે વાસ્તવિક વાયુ છે. તે જુદા-જુદા પ્રમાણમાં આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. તેમાંના ઘણા બધા વાયુઓ નીચા દબાણે અને ઊંચા તાપમાને આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. કેટલાક વૈજ્ઞાનિકોએ તેનો બહોળો (extensive) અભ્યાસ કર્યો. છેવટે તારણ કાઢ્યું કે દરેક વાસ્તવિક વાયુ તાપમાન અને દબાણની દરેક પરિસ્થિતિએ આદર્શવાયુના નિયમોનું પાલન કરતો નથી અને વાસ્તવિક વાયુની વર્તણૂક એ આદર્શવાયુની વર્તણૂક કરતાં થોડું વિચલન અનુભવે છે. તેનો અભ્યાસ દબાણ અને તાપમાનની અસર દ્વારા સમજાવી શકાય છે.

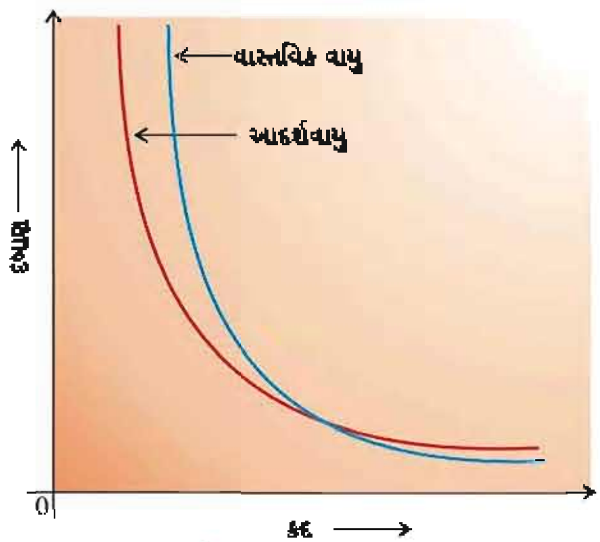
દબાણની અસર : વાસ્તવિક વાયુમાં આદર્શ વર્તણૂકથી થતા વિચલનના અભ્યાસ માટે $\frac{PV}{nRT}$ અને Pનો આલેખ દોરવાથી તેનો ખ્યાલ આવે છે. $\frac{PV}{nRT}$ ને **દબનીય અવયવ** (Comperessibility Factor) કહે છે તેને Z વડે દર્શાવાય છે. આદર્શવાયુ માટે Zનું મૂલ્ય 1 હોય છે, કારણ કે PV = nRT તે આદર્શવાયુ સમીકરણ હોવાથી $\frac{PV}{nRT} = 1$ થશે. જ્યારે વાસ્તવિક વાયુઓ માટે Z > 1 અથવા Z < 1 પણ હોઈ શકે, એટલે કે $PV \neq nRT$ થશે. આકૃતિમાં 2.11માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે H_2 અને He વાયુ માટે હંમેશા Z > 1 હોય છે. તેને **ધન વિચલન** કહે છે. તે દર્શાવે છે કે દબાણના દરેક મૂલ્ય માટે તે આદર્શ વાયુ કરતાં ઓછો દબનીય છે, જ્યારે N_2 અને



આકૃતિ 2.11 Z⟶P

CO_2 વાયુ માટે નીચા દબાણે Z < 1 હોય છે, તેને **ઋણ વિચલન** કહે છે. તે દર્શાવે છે કે નીચા દબાણે તેઓ આદર્શ વાયુ કરતાં વધુ દબનીય છે અને ઊંચા દબાણે Z > 1 હોવાથી તેને ધન વિચલન કહે છે તે દર્શાવે છે કે ઊંચા દબાણે તેઓ આદર્શ વાયુ કરતાં ઓછા દબનીય છે. આલેખમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે દરેક વાયુનું દબાણ ઘટીને જ્યારે શૂન્ય થાય છે, ત્યારે Z = 1 થાય છે, એટલે કે શૂન્ય દબાણે દરેક વાયુ આદર્શવાયુ તરીકે વર્તે છે.

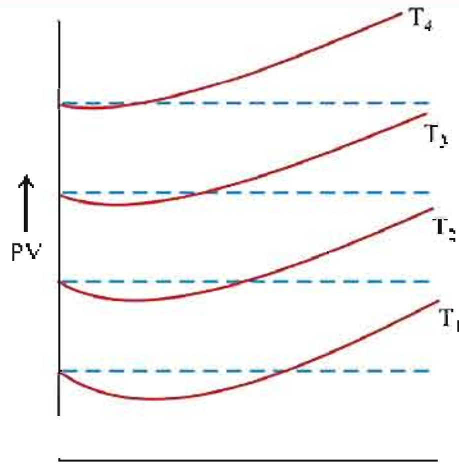
વિચલનના અભ્યાસ માટે વાસ્તવિક વાયુઓના જુદા-જુદા દબાણે પ્રાપ્ત થતા કદનાં પ્રાયોગિક મૂલ્યો અને આદર્શવાયુ માટે બૉઇલના નિયમને આધારે જુદા-જુદા દબાણે ગણતરી કરીને મેળવેલા કદનાં સૈદ્ધાંતિક મૂલ્યોને દબાણ અને કદ દર્શાવતા આલેખમાં આકૃતિ 2.12 દર્શાવતા સ્પષ્ટ થાય છે કે ઘણા ઊંચા દબાણે આદર્શવાયુના કદના મૂલ્ય કરતાં વાસ્તવિક વાયુના કદનું મૂલ્ય વધારે હોય છે. જેમજેમ દબાણ ઘટે છે તેમતેમ એટલે કે નીચા દબાણે આ



આકૃતિ 2.12 દબાણ ⟶ કદ

બંને પ્રકારના વાયુઓનાં કદ વચ્ચેના તફાવતનું મૂલ્ય ઘટે છે. છેવટે શૂન્ય થાય છે. ત્યાં બંને આલેખ એકબીજાને છેદે છે, ત્યાર બાદ દબાણ ઘટતાં ફરીથી બંને પ્રકારના વાયુઓના કદના મૂલ્યનો તફાવત માલૂમ પડે છે.

તાપમાનની અસર : વાસ્તવિક વાયુની વર્તણૂક પર તાપમાનની અસર સમજવા માટે જુદા-જુદા તાપમાને પ્રાપ્ત થતી N_2 વાયુની વાસ્તવિક વર્તણૂકની આદર્શ વર્તણૂક સાથે સરખામણી કરવાથી તે અસર જોઈ શકાય છે. આકૃતિ 2.13માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે જુદા-જુદા તાપમાને N_2 વાયુ માટે PV અને Pના પ્રાપ્ત થયેલાં મૂલ્યો દર્શાવ્યાં છે. આલેખમાં ત્રુટકરેખા તે જ તાપમાને વાયુની આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. આલેખ પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે જેમજેમ તાપમાન વધતું જાય છે, $(T_1 < T_2 < T_3 < T_4)$ તેમતેમ N_2 વાયુ માટે પ્રાપ્ત થયેલા આલેખના વક્રભાગના ઊંડાણમાં



આકૃતિ 2.13 PV → P

ઘટાડો થાય છે. એટલે કે તાપમાન વધતાં વાયુની આદર્શ વર્તણૂકની સરખામણીમાં વાસ્તવિક વાયુનું વિચલન ઘટે છે અને ચોક્કસ તાપમાને દબાણના દેખીતા ગાળાના મૂલ્ય માટે આલેખનો વક્રભાગ ન્યૂનતમ થતાં છેવટે સીધી રેખા બને છે. તેથી આ ચોક્કસ તાપમાને N_2 વાયુ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. આ ચોક્કસ તાપમાને તે બૉઈલના નિયમનું પાલન કરે છે, તેથી આ તાપમાનને વાયુનું બૉઈલ-તાપમાન (Boyle's Temperature) કહે છે. જુદા-જુદા વાયુઓ માટે તેનાં મૂલ્ય જુદાં-જુદાં હોય છે. જેમકે N_2 વાયુ માટે 332 K અને H_2 વાયુ માટે 108 K છે.

આથી કહી શકાય કે નીચા દબાણે અને ઊંચા તાપમાને વાસ્તવિક વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. અને નીચા તાપમાને અને ઊંચા દબાણે તેની વર્તણૂકમાં નોંધપાત્ર ફેરફાર થાય છે. વાસ્તવિક વાયુ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન દર્શાવે છે. શા માટે ? કારણ કે વાયુના અણુ ગતિવાદમાં રજૂ થયેલી પૂર્વધારણામાંથી બે ધારણાઓ યોગ્ય ન હતી અને આ બે પૂર્વધારણાઓ છે :

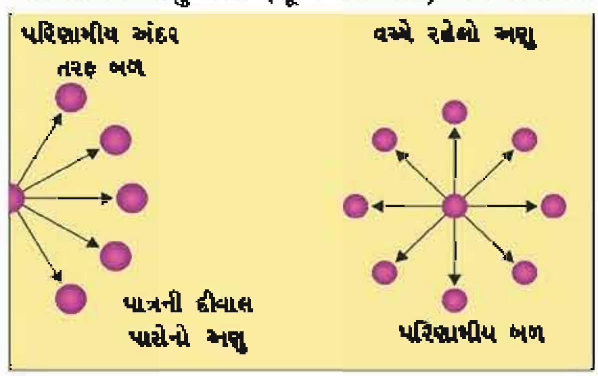
(1) વાયુના અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણબળ નહિવત હોય છે.

(2) વાયુના કુલ કદની સરખામણીમાં વાયુના અણુનું કદ નહિવત્ છે. (જે અવગણી શકાય.)

હવે જો પૂર્વધારણા (1) જો સાચી હોય, તો વાયુના અણુઓમાં આકર્ષણબળ નહિવત્ હોવાથી તેને ઠંડું પાડતાં કે તેના પર દબાણની અસર લાગુ પાડી દબાવતાં, અણુઓ એકબીજાની નજીક ક્યારેય ગોઠવાયેલા રહેશે નહિ. તેથી વાયુનું પ્રવાહીકરણ શક્ય બનશે નહિ, આ રીતે પ્રવાહી માટે તેના પર તાપમાન કે દબાણની અસરથી તેને ઘનમાં ફેરવી શકાય નહિ.

હવે પૂર્વધારણા (2) જો સાચી હોય તો દબાણ અને કદના પ્રાયોગિક અને સૈદ્ધાંતિક આલેખ સરખા પ્રાપ્ત થાય. પરંતુ ખરેખર આ સાચું નથી. તેમાં વિચલન માલૂમ પડે છે. તેથી આ બંને પૂર્વધારણામાં સુધારો કરવો જરૂરી છે.

હવે જો વાયુના અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણબળ અસ્તિત્વ ધરાવતું હોય, તો આકૃતિ 2.14માં દર્શાવ્યા મુજબ પાત્રમાં વચ્ચે રહેલા કોઈ પણ અણુઓને તેની બધી જ દિશામાં ગોઠવાયેલા અણુઓ દ્વારા એકસરખું આકર્ષણબળ લાગુ પડતું હોવાથી તેના પર પરિણામીય આકર્ષણબળ શૂન્ય થશે. જ્યારે આ અણુઓ પાત્રની દીવાલ તરફ જશે અને દીવાલ સાથે અડવાની તૈયારીમાં હશે, એટલે કે દીવાલના સંપર્કમાં આવવાની તૈયારીમાં હશે ત્યારે, આકૃતિ 2.14માં દર્શાવ્યા મુજબ તેની એક જ બાજુ અણુઓનું પરિણામી આકર્ષણબળ લાગુ પડશે (શૂન્ય થશે નહિ) અને દીવાલથી



આકૃતિ 2.14 વાયુઓના અણુઓમાં આકર્ષણબળ

વિરુદ્ધ દિશામાં તેને ખેંચવા પ્રયત્ન કરશે. આમ અંદર તરફ ખેંચતું આકર્ષણબળ અણુને દીવાલ સાથેની અથડામણમાં અવરોધ ઉત્પન્ન કરશે, તેથી માપવામાં આવતું વાસ્તવિક દબાણ તે આદર્શ દબાણ કરતાં ઓછું થશે. તેથી આદર્શ દબાણ મેળવવા માટે આપેલા દબાણ P માં કંઈક સુધારો કરવો પડે (કંઈક ઉમેરવું જોઈએ.) એમ વાન્ ડર વાલ્સે સૂચવ્યું અને આમ કુલ દબાણ (આકર્ષણ) વાયુની ઘનતાના વર્ગને સમપ્રમાણમાં અથવા વાયુના કદના (V) મૂલ્યના વર્ગના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે, તેથી કોઈ પણ વાયુનું આદર્શ દબાણનું મૂલ્ય P વાસ્તવિક અને $\frac{an^2}{V^2}$ ના સરવાળા જેટલું થાય.

વાયુનું આદર્શ દબાણ P વાસ્તવિક + $\frac{an^2}{V^2}$, જ્યાં a અચળાંક છે અને n વાયુની મોલસંખ્યા છે.

જો વાયુના અણુઓના કદને ગણતરીમાં લેવામાં આવે તો કોઈ પણ અણુના હલનચલન માટે વાયુએ રોકેલું કુલ કદ પ્રાપ્ત થશે નહિ. આથી અસરકારક અથવા આદર્શ કદ (પ્રાપ્ય કદ) મેળવવા માટે વાયુના આપેલા કદમાંથી,

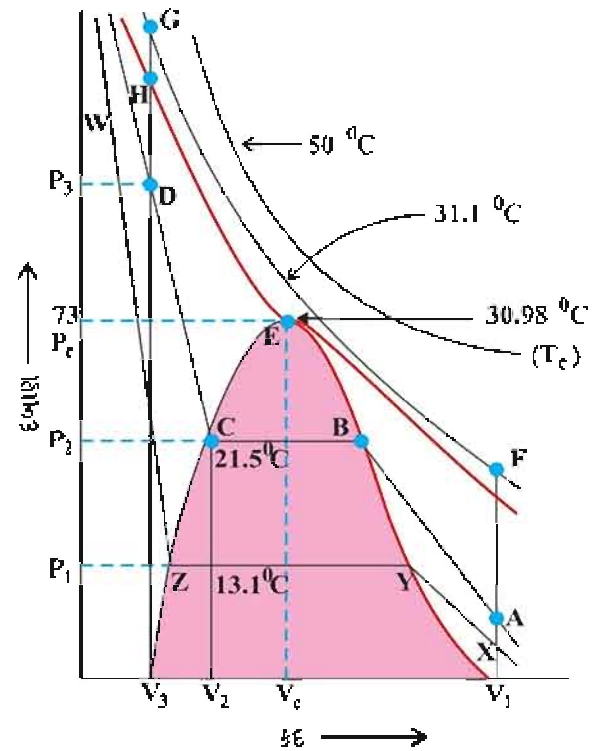
અણુએ રોકેલું કદ બાદ કરવું જોઈએ. આમ n મોલ અણુઓએ રોકેલું કદ જે આશરે nb જેટલું હોય તો તે કુલ કદ V માંથી બાદ કરવું જોઈએ, જ્યાં b અચળાંક છે. તેથી આ સુધારો આદર્શવાયુ સમીકરણમાં કરતાં, હવે આદર્શવાયુ સમીકરણ નીચે મુજબ લખી શકાય :

$$\left(P+\frac{an^2}{V^2}\right)(V-nb)=nRT$$

આ સમીકરણમાં **વાન્ ડર વાલ્સ સમીકરણ** તરીકે ઓળખાય છે, જ્યાં a અને b અચળાંક છે જેને વાન્ ડર વાલ્સ અચળાંક કહે છે. a અને bના મૂલ્યનો આધાર વાયુની લાક્ષણિકતા પર છે અચળાંક a આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળના પ્રમાણનું માપન દર્શાવે છે અને તે તાપમાન અને દબાણથી સ્વતંત્ર છે.

ખૂબ નીચા તાપમાને આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ નોંધપાત્ર બને છે. અણુઓ ધીમી સરેરાશ ગતિથી ઘૂમતા હોય ત્યારે આ આકર્ષણબળને કારણે અણુઓ એકબીજા તરફ ખેંચાશે. તેથી દીવાલ સાથેની અથડામણમાં અવરોધ થતાં માપવામાં આવતું દબાણનું મૂલ્ય, આદર્શ દબાણ કરતાં ઓછું થશે. તેથી કહી શકાય કે વાસ્તવિક વાયુની વર્તણૂક આદર્શ ત્યારે જ હોઈ શકે જ્યારે આંતર-આણ્વિય બળ પ્રાયોગિક રીતે અવગણી શકાય તેવું હોય.

વાયુનું પ્રવાહીકરણ : તાપમાન ઘટાડવાથી અને દબાણ વધારવાથી વાયુઓનું પ્રવાહીમાં રૂપાંતર થઈ શકે છે. વાયુના પ્રવાહીકરણ માટે દબાણની અસર કરતાં તાપમાનની અસર વિશેષ મહત્ત્વની છે, કારણ કે દરેક વાયુ અમુક નિશ્ચિત તાપમાન સુધી ઠંડો થયા પછી જ દબાણની અસર હેઠળ તેનું પ્રવાહીમાં રૂપાંતરણ થાય છે; પરંતુ તેનાથી ઊંચા તાપમાને ગમે તેટલું દબાણ આપવા છતાં પણ પ્રવાહી થતો નથી. જુદા-જુદા વાયુઓ માટે આ તાપમાન જુદું-જુદું હોય છે, તેથી જે **અધિકતમ તાપમાને વાયુનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે, તે તાપમાનને તે વાયુનું ક્રાંતિક તાપમાન (Critical Temperature) T_C કહે છે.** વાયુના ક્રાંતિક તાપમાનથી (ઉપરના) ઊંચા તાપમાને ગમે તેટલું દબાણ આપવા છતાં પણ વાયુનું પ્રવાહીકરણ શક્ય નથી. આમ, વાયુના ક્રાંતિક તાપમાન કરતાં ઊંચા તાપમાને વાયુની પ્રવાહી અવસ્થા સંભવી શકે નહિ; પરંતુ ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચા તાપમાને દબાણની અસર હેઠળ વાયુનું પ્રવાહીકરણ શક્ય બને છે. **ક્રાંતિક તાપમાને વાયુનું પ્રવાહીકરણ કરવા જે દબાણ આપવું પડે તે દબાણને તે વાયુનું ક્રાંતિક દબાણ (Critical Pressure) P_C કહે છે. ક્રાંતિક તાપમાને અને ક્રાંતિક દબાણે 1 મોલ વાયુ જે કદ રોકે તેને તે વાયુનું ક્રાંતિક કદ (Critical Volume) V_C કહે છે. આ પરિસ્થિતિને ક્રાંતિક અવસ્થા (Critical State) કહે છે.** દરેક વાયુને તેના P_C, T_C અને V_C નાં મૂલ્ય નિશ્ચિત હોય છે. તેથી તેને ક્રાંતિક અચળાંકો (Critical Constants) કહે છે. તે અન્ય વાયુ-અચળાંક કરતાં જુદા હોય છે. 1869માં થોમસ એન્ડ્રુઝે (Thomas Andrews) કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વાયુ માટે દબાણ કદ અને તાપમાનના સંબંધોનો અભ્યાસ કરી, CO_2 માટે વાયુ અને પ્રવાહી અવસ્થા માટેનાં પ્રાયોગિક મૂલ્યો મેળવ્યાં આ માટે તેણે નિયત તાપમાને મજબૂત કાચની નળીમાં વાયુ ભરી, જુદા-જુદા દબાણે તે વાયુનું કદ માપ્યું. ત્યાર બાદ જુદા-જુદા નિયત તાપમાને વાયુના કદ પર દબાણની અસર દર્શાવતા આલેખ (સમતાપી અથવા આઇસોથર્મ) દોર્યા. આકૃતિ 2.15માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે સૌથી નીચા તાપમાને એટલે કે 13.1^0 સે તાપમાને અને નીચા દબાણે બિંદુ X આગળ CO_2 વાયુ સ્વરૂપે છે. હવે દબાણ વધારતાં CO_2 વાયુનું કદ ઘટે છે. તે વક્ર XY દ્વારા દર્શાવેલ છે. હવે બિંદુ Y પર આપેલા



આકૃતિ 2.15 વાયુનું પ્રવાહીકરણ

દબાણે વાયુનું પ્રવાહીકરણ થતાં, છેવટે Z આગળ સઘળો વાયુ પ્રવાહી અવસ્થામાં ફેરવાય છે. આ દરમિયાન દબાણ અચળ રહે છે. તે આલેખમાંથી સ્પષ્ટ થાય છે. ત્યાર બાદ વક્ર ZW લગભગ સીધું ચઢાણ દર્શાવે છે, જે દબાણમાં વધારો થતાં પણ પ્રવાહીના કદ પર દબાણની અસર ખૂબ ઓછી થાય છે. આમ 13.1^0 સે તાપમાન પ્રાપ્ત થતાં સમતાપી વક્રમાં XY માત્ર વાયુસ્વરૂપ દર્શાવે છે. YZ વાયુ

અને પ્રવાહી વચ્ચેનું સમતોલન દર્શાવે છે. ZW માત્ર પ્રવાહી સ્વરૂપ છે. YZ સમક્ષિતિજ છે તે દર્શાવે છે કે વાયુના પ્રવાહીકરણ દરમિયાન દબાણ અચળ રહે છે. આ દબાણ તે પ્રવાહી વાયુનું બાષ્પ દબાણ છે. હવે 21.5^0 સે તાપમાને પ્રાયોગિક અવલોકનથી પ્રાપ્ત થયેલા સમતાપી વક્ર પણ 13.1^0સે તાપમાને પ્રાપ્ત થયેલા સમતાપી વક્ર જેવો જ છે. પરંતુ તેમાં પ્રવાહીકરણ દર્શાવતો સમક્ષિતિજ ભાગ BC જે YZ કરતાં નાનો છે. તાપમાન વધતાં આ પ્રવાહીકરણ દર્શાવતો સમક્ષિતિજ ભાગ નાનો થતો જાય છે. છેવટે 30.98^0 સે તાપમાને આ ભાગ માત્ર એક બિંદુ E બની જાય છે. તેનાથી ઊંચા તાપમાને 31.1^0 સે તાપમાને પ્રાપ્ત થતા સમતાપી વક્રમાં આ ભાગ જોવા મળતો નથી. એટલે કે આ તાપમાને CO_2 વાયુનું પ્રવાહીકરણ થતું નથી. તેથી 30.98^0 સે તાપમાને આ ભાગ માત્ર એક બિંદુ દર્શાવે છે કે તેનું આ બિંદુએ પ્રવાહીકરણ થાય છે. તેથી આ તાપમાનને CO_2 વાયુનું ક્રાંતિક તાપમાન કહે છે. તેનાથી ઊંચા તાપમાને ગમે તેટલું દબાણ આપવા છતાં પણ CO_2 વાયુનું પ્રવાહીકરણ શક્ય નથી. પરંતુ 30.98^0 સે કે તેથી નીચા તાપમાને, દબાણ હેઠળ તેનું પ્રવાહીકરણ શક્ય બને છે.

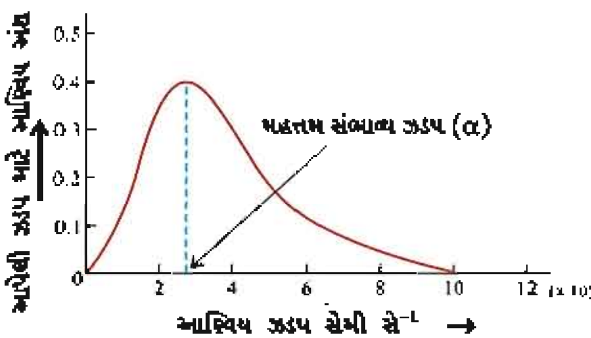
વાયુના આણ્વિય ગતિવાહના સિદ્ધાંત પ્રમાણે તાપમાન ઘટાડવાથી અણુઓની ગતિજ-ઊર્જા ઘટે છે. પરિણામે ધીમેથી ગતિ કરતા અણુઓ એકબીજાની નજીક આવે છે. યોગ્ય તાપમાન થતાં અણુઓ એકબીજાની એટલા બધા નજીક આવે છે, જેથી તે પ્રવાહીમાં ફેરવાય છે. તેવી જ રીતે દબાણ વધતાં કદ ઘટે છે. તેથી દબાણનો વધારો પણ વાયુનુ પ્રવાહીકરણ કરી શકે છે. આમ તાપમાન અને દબાણના સમન્વયથી, એટલે કે ક્રાંતિક તાપમાને કે તેથી નીચા તાપમાને દબાણ વધતાં વાયુનું પ્રવાહીકરણ થાય છે. કેટલાક વાયુના ક્રાંતિક અચળાંકો કોષ્ટક 2.3માં આપ્યા છે.

કોષ્ટક 2.3 ક્રાંતિક અચળાંકો

વાયુ-પદાર્થ	T_C (કે)	P_C (બાર)	V_C ડેસીમી^{3}મોલ$^{-1}$
H_2	33.2	12.97	0.0650
He	5.3	2.29	0.0577
N_2	126	33.9	0.0900
O_2	154.3	50.4	0.0744
CO_2	304.10	73.9	0.0956
H_2O	647.1	220.6	0.0450
NH_3	405.5	113.0	0.0723

જુદા-જુદા ક્રાંતિક તાપમાન ધરાવતા બે વાયુઓના મિશ્રણને ઠંડા પાડવાથી, જેનું ક્રાંતિક તાપમાન વધારે હશે, તેનું પ્રવાહીકરણ ઝડપથી થશે. કારણ કે મિશ્રણને ઠંડું કરતાં જેનું ક્રાંતિક તાપમાનનું મૂલ્ય પહેલાં આવતું હશે તે તાપમાને તે ઝડપથી પ્રવાહીકરણ પામવાની શરૂઆત કરે છે. દા.ત., H_2 અને He ના ક્રાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 33.2 K અને 5.3 K છે. તેથી તેમને ઠંડુ પાડતાં પ્રથમ 33.2 K તાપમાન આવતું હોવાથી H_2 વાયુનું પ્રવાહીકરણ પ્રથમ શરૂ થાય છે અને ત્યારે He વાયુનું પ્રવાહીકરણ થતું નથી.

ગતિજ-ઊર્જા અને અણુઓની ગતિ : અણુ નાના કણોનો બનેલો છે. વાયુ-અવસ્થા ધરાવતા પદાર્થમાં આ કણો એક બીજાથી દૂર વિશાળ જગ્યામાં દૂર-દૂર ગોઠવાયેલા હોય છે. આ કણો દરેક દિશામાં સતત ગતિ કરતા હોય છે. સતત ઘૂમતા કણો એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલ સાથે અથડાય છે, ત્યારે તેની ઝડપ અને દિશા બદલાય છે. તેથી પાત્રમાં રહેલા દરેક કણની ઝડપ સમાન હોતી નથી, પરંતુ જુદી-જુદી હોય છે અને તે પણ સતત બદલાતી રહે છે. છતાં પણ એક જ તાપમાને જુદા-જુદા અણુઓની ઝડપની વહેંચણી સરખી રહે છે. આ જુદી-જુદી શક્ય ઝડપની અણુઓની વહેંચણીનો અભ્યાસ મેક્સવેલ અને બોલ્ટ્ઝમેને (Maxwell and Boltzmann) કર્યો. તેણે અણુઓની ઝડપ અને તે ઝડપ ધરાવતા અણુઓના અંશનો અભ્યાસ કરી તેનો આલેખ દોરવાથી મળતા આલેખને મેક્સવેલનો વહેંચણી-વક્ર (Maxwell distribution curve) કહે છે. આકૃતિ 2.16 પરથી અણુઓની ઝડપનાં વલણ નીચે મુજબ માલૂમ પડે છે.



આકૃતિ 2.16

આપેલી ઝડપ માટે આણ્વિય અંશ → આણ્વિય ઝડપ

(1) ખૂબ જ વધુ કે ખૂબ જ ઓછી ઝડપ ધરાવતા અણુઓનો અંશ ઓછો હોય છે.

(2) અણુઓની ઝડપ વધતાં અણુઓનો અંશ વધે છે, મહત્તમ બની પછી ઘટે છે.

(3) વક્રનો ટોચનો ભાગ જે મહત્તમ અણુઓનો અંશ દર્શાવે છે, તે અણુઓની ઝડપને મહત્તમ (શક્ય) સંભાવ્ય ઝડપ (most probable speed) કહે છે તેને α વડે દર્શાવાય છે. તાપમાન વધતાં અણુઓની અથડામણ વધે છે. અને અણુઓની ઝડપ બદલાય છે.

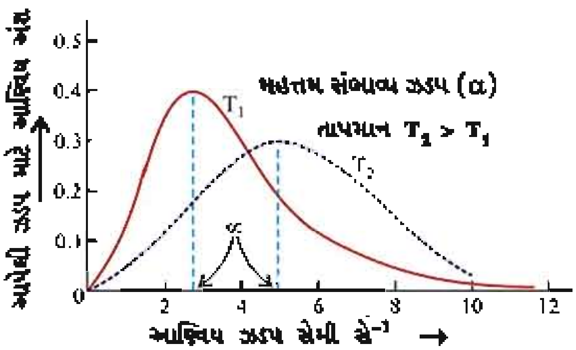
તાપમાન વધતાં મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપમાં વધારો થાય છે, જે આલેખ દ્વારા સ્પષ્ટ થાય છે. તાપમાન વધતાં તેનો આલેખ તે જમણી બાજુ ખસે છે. અને તે વધુ સપાટ બને છે. જો તાપમાન અચળ રહે તો ઝડપની વહેંચણીના વક્રમાં ફેરફાર થતો નથી. વાયુના અણુઓની ઝડપ મુખ્યત્વે ત્રણ પ્રકારની હોય છે :

(1) મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ

(2) સરેરાશ ઝડપ

(3) મૂળ સરેરાશ વર્ગ ઝડપ

આ જુદા-જુદા પ્રકારની ઝડપ ધરાવતા અણુઓની ગતિજ-ઊર્જા પણ જુદી-જુદી હોય છે.



આકૃતિ 2.17

આપેલી ઝડપ માટે આણ્વિય અંશ → આણ્વિય ઝડપ

બે જુદાં-જુદાં તાપમાને ઝડપની વહેંચણી

2.5 ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ (Dalton's Law of Partial pressure)

વાયુમિશ્રણમાં રહેલા ઘટક વાયુઓ તેમના ગુણધર્મો બાબતમાં સ્વતંત્ર રીતે વર્તે છે. તદ્ઉપરાંત આ વાયુઓ મિશ્રણમાં રહ્યા હોવા છતાં દરેક વાયુ તેના નિયમોને અનુસરે છે. બે કે તેથી વધુ વાયુઓ જે એકબીજા સાથે રાસાયણિક પ્રક્રિયા ન કરતા હોય તેવા વાયુઓના મિશ્રણને બંધપાત્રમાં ભરતાં વાયુઓનું કુલ દબાણ ડાલ્ટનના નિયમ દ્વારા મેળવી શકાય છે. 1801માં રજૂ થયેલો ડાલ્ટનનો નિયમ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય.

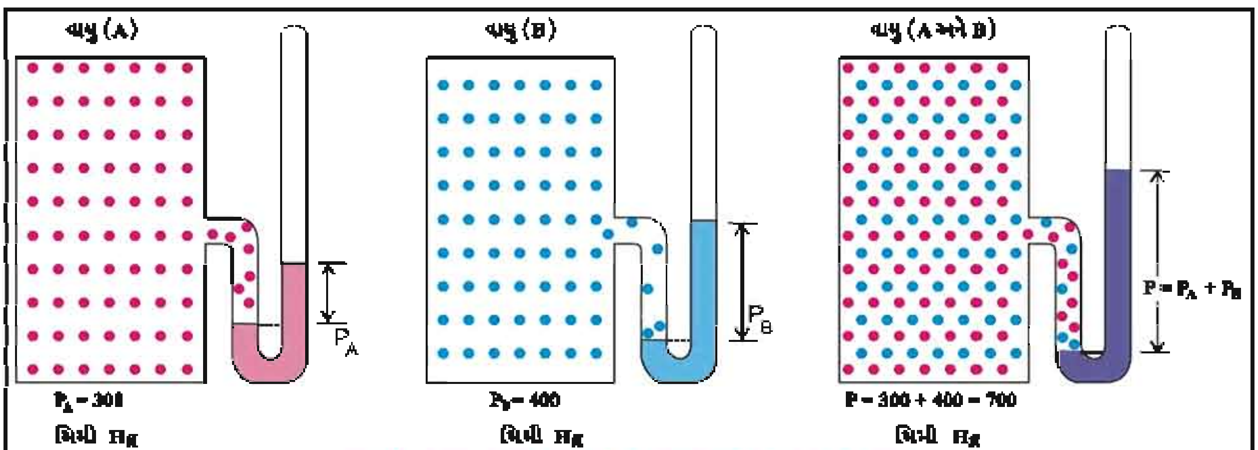
"એકબીજા સાથે રાસાયણિક પ્રક્રિયા ન કરતા હોય તેવા વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ તે દરેક વાયુઓના આંશિક દબાણના સરવાળા જેટલું હોય છે." આંશિક દબાણ એટલે વાયુ અલગ રીતે આપેલા પાત્રમાં, આપેલી પરિસ્થિતિએ ભરેલો હોય ત્યારે મળતું વ્યક્તિગત દબાણ છે. ધારો કે એક પાત્રમાં વાયુઓ A, B, C, Dનું મિશ્રણ ભરેલું છે. તેનાં આંશિક દબાણ અનુક્રમે p_A, p_B, p_C, p_D હોય, તો ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ તેને ગાણિતીક રીતે નીચે મુજબ લખી શકાય :

કુલ દબાણ $(P_{total}) = p_A + p_B + p_C + p_D$

ડાલ્ટનના નિયમને નીચેના ઉદાહરણ દ્વારા સમજાવી શકાય.

આકૃતિ 2.18માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે એકસરખાં કદ ધરાવતાં ત્રણ પાત્રોને સમાન તાપમાને લો. હવે પ્રથમ પાત્રમાં વાયુ A ભરો. બીજા પાત્રમાં વાયુ B ભરો અને બંને પાત્રમાં ભરેલા વાયુઓનાં દબાણ નોંધો. ધારો કે પ્રથમ પાત્રમાં ભરેલા વાયુ A નું દબાણ p_A અને બીજા પાત્રમાં ભરેલા વાયુ Bનું દબાણ p_B છે. વાયુ A અને B ને મિશ્ર કરતાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા થતી નથી. તેથી હવે બંને વાયુઓને ત્રીજા પાત્રમાં ભરો અને ત્રીજા પાત્રમાં રહેલા વાયુ મિશ્રણનું દબાણ નોંધો જે કુલ દબાણ છે. અવલોકન પરથી કુલ દબાણ $(P_{total}) = p_A + p_B$ પુરવાર થાય છે.

પ્રયોગશાળામાં વાયુની બનાવટ દરમિયાન વાયુને કેટલીક વખત પાણી ઉપર ભેગો કરવામાં આવે છે. ભેગો કરેલો વાયુ તે તાપમાને પાણીની બાષ્પથી સંતૃપ્ત થયેલો હોય છે. તેથી માપેલું દબાણ તે પાણી ઉપર એકત્ર કરેલા વાયુના આંશિક દબાણ અને તે તાપમાને વાયુમાં રહેલી



આકૃતિ 2.18 દબાણના આંશિક દબાણના નિયમનું ઉદાહરણ

પાણીની બાષ્પના આંશિક દબાણના સરવાળા જેટલું હોય છે. આથી જો પાણી પર એકત્ર કરેલા શુષ્ક વાયુનું દબાણ મેળવવું હોય, તો માપેલા દબાણમાંથી તે તાપમાને પાણીનું બાષ્પદબાણ બાદ કરવાથી મળે છે. દા.ત., 298 K તાપમાને પાણી પર એકત્ર કરેલા O_2 વાયુનું કુલ દબાણ (P_{total}) માંથી તે તાપમાને પાણીનું બાષ્પદબાણ (p_{H_2O}) બાદ કરતાં માત્ર શુષ્ક O_2 વાયુનું દબાણ (p_{O_2}) મળે છે.

$\therefore p_{O_2}$ = કુલ દબાણ (P_{total}) $- p_{H_2O}$

આમ, ડાલ્ટનના નિયમનો ઉપયોગ કરીને પાણી પર એકત્ર કરેલા વાયુનું દબાણ મેળવી શકાય છે.

વાયુપાત્રમાં એકત્રિત વાયુના મિશ્રણ માટે કુલ દબાણ (P_{total}) નીચેના સૂત્ર દ્વારા મેળવી શકાય છે.

ધારો કે V લિટર કદના પાત્રમાં T તાપમાને ત્રણ વાયુઓ જેની મોલસંખ્યા અનુક્રમે n_1, n_2 અને n_3 છે અને પાત્રનું કુલ દબાણ (P_{total}) મેળવવું હોય તો, આ પાત્રમાં ત્રણેય વાયુનાં આંશિક દબાણ અનુક્રમે p_1, p_2 અને p_3 હોય તો, ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ.

કુલ દબાણ (P_{total}) = $p_1 + p_2 + p_3$ થશે.

પરંતુ $p_1 = \frac{n_1RT}{V}$, $p_2 = \frac{n_2RT}{V}$ અને $p_3 = \frac{n_3RT}{V}$

કિંમતો મૂકતાં

$$\text{કુલ દબાણ}(P_{total}) = \frac{n_1RT}{V} + \frac{n_2RT}{V} + \frac{n_3RT}{V}$$

$$= (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V}$$

પરંતુ $(n_1+n_2+n_3)$ = વાયુમિશ્રણના કુલ મોલ હોવાથી

કુલ દબાણ(P_{total}) = (કુલ મોલ)$\times\frac{RT}{V}$ દ્વારા મેળવી શકાય.

તેવી જ રીતે કુલ દબાણ પરથી દરેક વાયુના આંશિક દબાણનું મૂલ્ય નીચેના સૂત્ર દ્વારા મેળવી શકાય :

હવે p_1 અને P કુલ દબાણનો ગુણોત્તર લેતાં,

$$\frac{p_1}{P_{\text{કુલ દબાણ}}} = \frac{n_1 \times R \times T \times V}{\text{કુલ મોલ } RT \times V} = \frac{n_1}{\text{કુલ મોલ}}$$

$$\frac{p_1}{P_{\text{કુલ મોલ}}} = X_1 \ldots\ldots$$

(કારણ કે $\frac{n_1}{\text{કુલ મોલ}}$ = મોલ-અંશ = X_1 લેતાં)

$\therefore p_1 = X_1 \cdot P_{\text{કુલ દબાણ}}$ તેવી જ રીતે

$p_2 = X_2 \cdot P_{\text{કુલ દબાણ}}$

$p_3 = X_3 \cdot P_{\text{કુલ દબાણ}}$

આમ, વાયુમિશ્રણમાં દરેક વાયુના મોલ-અંશ અને કુલ દબાણ પરથી દરેક વાયુનું આંશિક દબાણ મેળવી શકાય છે. તેવી જ રીતે વાયુ મિશ્રણમાં દરેક વાયુનું કદથી ટકાવાર પ્રમાણ પરથી નીચેના સૂત્રનો ઉપયોગ કરી આંશિક દબાણ શોધી શકાય.

A વાયુનું આંશિક દબાણ (p_A)

$$= \frac{\text{A વાયુના કદથી ટકા} \times \text{કુલ દબાણ}}{100}$$

દાખલો 15 : 2 લિટર કદના બંધપાત્રમાં 27^0 સે તાપમાને 10 ગ્રામ H_2 અને 22 ગ્રામ CO_2 વાયુનું મિશ્રણ ભરવાથી દરેક વાયુનું આંશિક દબાણ અને કુલ દબાણ શોધો.

ઉકેલ :

10 ગ્રામ H_2 વાયુના મોલ $= \frac{m}{M} = \frac{10}{2} = 5$ મોલ $= n_{H_2}$

22 ગ્રામ CO_2 વાયુના મોલ $= \frac{m}{M} = \frac{22}{44} = 0.5$ મોલ $= n_{CO_2}$

હવે H_2 વાયુના આંશિક દબાણ (p_{H_2})નું મૂલ્ય

$(27 + 273) = 300$ K

K તાપમાને $p_{H_2} = \frac{nH_2RT}{V}$

$$= \frac{5 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 300}{2} = 62.355 \text{ બાર}$$

$$p_{CO_2} = \frac{nCO_2RT}{V}$$

$$= \frac{0.5 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 300}{2} = 6.236 \text{ બાર}$$

હવે ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ

કુલ દબાણ $= p_{H_2} + p_{CO_2} = (62.355 + 6.236)$ બાર

= 68.591 બાર

તેથી કુલ દબાણ 68.591 બાર થશે.

દાખલો 16 : 5 લિટર કદના એક પાત્રમાં 4 મોલ Cl_2, 4 મોલ N_2 અને 2 મોલ O_2 વાયુને 27^0 સે તાપમાને ભરવાથી વાયુમિશ્રણનું કુલ દબાણ શોધો.

ઉકેલ : ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ,

$$P_{total} = P_{કુલ\ દબાણ} = (n_{Cl_2} + n_{N_2} + n_{O_2}) \times \frac{RT}{V}$$

$$= (4 + 4 + 2) \times \frac{RT}{V} \quad (T = 27 + 273 = 300\ K)$$

$$= \frac{10 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 300}{5} = 49.88 \text{ બાર}$$

માટે વાયુ-મિશ્રણનું કુલ દબાણ 49.88 બાર થશે.

દાખલો 17 : 25^0 સે તાપમાને બંધપાત્રમાં 4 મોલ O_2, 3 મોલ Cl_2 અને 3 મોલ N_2 વાયુ ભેગા કરતાં, પાત્રનું કુલ દબાણ 50 બાર માલૂમ પડે, તો દરેક વાયુનું આંશિક દબાણ શોધો.

ઉકેલ :

$$\text{કુલ મોલ} = n_{O_2} + n_{Cl_2} + n_{N_2}$$
$$= 4 + 3 + 3$$
$$= 10 \text{ મોલ}$$

ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ O_2 વાયુનું આંશિક દબાણ

$$p_{O_2} = \left(\frac{n_{O_2}}{\text{કુલ મોલ}}\right) \times P_{કુલ\ દબાણ}$$

$$= \frac{4}{10} \times 50 = 20 \text{ બાર}$$

$$p_{Cl_2} = \left(\frac{n_{Cl_2}}{\text{કુલ મોલ}}\right) \times P_{કુલ\ દબાણ}$$

$$= \frac{3}{10} \times 50 = 15 \text{ બાર}$$

$$p_{N_2} = \left(\frac{n_{N_2}}{\text{કુલ મોલ}}\right) \times P_{કુલ\ દબાણ}$$

$$= \frac{3}{10} \times 50 = 15 \text{ બાર}$$

∴ O_2, Cl_2, અને N_2 ના આંશિક દબાણ અનુક્રમે 20 બાર, 15 બાર અને 15 બાર થશે.

દાખલો 18 : 400 કેલ્વિન તાપમાને બંધપાત્રમાં લીધેલા H_2, Ne અને Ar વાયુનું કદથી ટકાવાર પ્રમાણ અનુક્રમે 40%, 40% અને 20% છે. જો કુલ દબાણ 25 બાર હોય, તો દરેક વાયુનું આંશિક દબાણ શોધો.

ઉકેલ : He વાયુનું આંશિક દબાણ

$$p_{He} = \frac{\text{કદ થી He ના ટકા} \times \text{કુલ દબાણ}}{100}$$

$$= \frac{40 \times 25}{100} = 10 \text{ બાર}$$

$$p_{Ne} = \frac{\text{કદથી Ne ના ટકા} \times \text{કુલ દબાણ}}{100}$$

$$= \frac{40 \times 25}{100} = 10 \text{ બાર}$$

$$p_{Ar} = \frac{\text{કદથી Ar ના ટકા} \times \text{કુલ દબાણ}}{100}$$

$$= \frac{20 \times 25}{100} = 5 \text{ બાર}$$

∴ He, Ne, અને Arનાં આંશિક દબાણ અનુક્રમે 10 બાર, 10 બાર અને 5 બાર થશે.

દાખલો 19 : 500 કેલ્વિન તાપમાને 2 લિટર કદના પાત્રમાં પાણી પર 0.32 ગ્રામ O_2 વાયુ એકત્રિત કર્યો છે. જો 500 K તાપમાને પાણીનું બાષ્પદબાણ 32 મિલિબાર હોય, તો શુષ્ક O_2 વાયુનું દબાણ શોધો.

ઉકેલ :

પાણી પર એકત્રિત કરેલા O_2 વાયુનું દબાણ

$$P_{O_2} = \frac{mRT}{MV}$$

$$= \frac{0.32 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 500}{32 \times 2} = 0.2079 \text{ બાર}$$

પરંતુ આ P_{O_2}નું મૂલ્ય તે શુષ્ક O_2 નું દબાણ (p_{O_2}) અને પાણીના બાષ્પદબાણનો સરવાળો છે. હવે પાણીનું બાષ્પદબાણ 32 મિલિબાર એટલે કે 0.032 બાર છે.

તેથી ડાલ્ટનના નિયમ મુજબ

$$P_{O_2} = p_{O_2(શુષ્ક)} + p_{H_2O}$$

$$p_{O_2(શુષ્ક)} = P_{O_2} - p_{H_2O}$$
$$= (0.2079 - 0.032) \text{ બાર}$$
$$= 0.1759 \text{ બાર}$$

∴ શુષ્ક O_2 વાયુનું દબાણ 0.1759 બાર થશે.

2.6 ગ્રેહામનો વાયુ-પ્રસરણનો નિયમ (Graham's Law of Gaseous diffusion)

પ્રયોગશાળાના એક ખૂણામાં મૂકેલ જલીય H_2S વાયુની બોટલ ખુલ્લી કરતાં થોડા સમય બાદ તેની વાસ પ્રયોગશાળામાં બધે જ ફેલાય છે. વળી, બદામી રંગ ધરાવતો NO_2 વાયુ ભરેલા ફ્લાસ્કને રંગવિહીન H_2 વાયુ ધરાવતા ફ્લાસ્ક સાથે જોડાવાથી બંને ફ્લાસ્કનાં દબાણ સરખાં હોવા છતાં થોડા સમય બાદ બંને પાત્રમાં રંગની તીવ્રતા એકસરખી (આછી બદામી) માલૂમ પડે છે. આમ

થવાનું કારણ મિશ્ર થતા વાયુઓના અણુઓનું એકબીજામાં, એકસરખી રીતે મિશ્ર થઈ, સમાંગ પ્રણાલી બનાવવાનો ગુણધર્મ છે. વાયુઓના આ ગુણધર્મને પ્રસરણ કહે છે. **આમ, વાયુઓનું પ્રસરણ એટલે કે બે કે તેથી વધુ વાયુઓનું આપમેળે મિશ્ર થઈને સમાંગ પ્રણાલી બનાવવા માટેની ક્રિયા છે.** મિશ્ર થતા વાયુઓની ઘનતાને ગણતરીમાં લીધા સિવાય એકબીજામાં તે આપમેળે મિશ્ર થાય છે. આમ, થવાનું કારણ પદાર્થની વાયુ-અવસ્થામાં અણુઓ વચ્ચે ખૂબ જ ખાલી જગ્યા હોય છે. તેથી જુદા-જુદા વાયુઓના અણુઓ એકબીજાના સંપર્કમાં આવતાં તેના અણુઓ ગતિ કરીને બીજા વાયુની વચ્ચે રહેલી ખાલી જગ્યામાં દાખલ થઈ ગોઠવાય છે. સમાંગ પ્રણાલીનું સર્જન થાય ત્યાં સુધી આ ગતિ ચાલુ રહે છે. આમ, વાયુના અણુઓની ગતિને પ્રસરણ કહે છે અને તેના વેગને પ્રસરણ-વેગ કહે છે.

પ્રયોગ દ્વારા સાબિત થયું કે બધા જ વાયુઓ તેના પ્રસરણ-વેગ અને તેની ઘનતા વચ્ચે સંબંધ ધરાવે છે. ઓછી ઘનતા ધરાવતા વાયુ વધારે વેગથી પ્રસરે છે અને વધુ ઘનતા ધરાવતા વાયુ ઓછા વેગથી પ્રસરે છે. વાયુ, પ્રસરણનો અભ્યાસ કરી 1928 માં વૈજ્ઞાનિક ગ્રેહામે વાયુનો પ્રસરણ-વેગ અને તેની ઘનતા વચ્ચેનો સંબંધ ગ્રેહામના વાયુ-પ્રસરણના નિયમ તરીકે રજૂ કર્યો. તેને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

"તાપમાન અને દબાણની સમાન પરિસ્થિતિએ જુદા-જુદા વાયુઓના પ્રસરણ વેગ તેમની ઘનતાના વર્ગમૂળના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે."

જો વાયુની ઘનતા (d) અને પ્રસરણ-વેગ (r) હોય, તો ગ્રેહામના નિયમનું ગાણિતિક સ્વરૂપ $r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$ થશે.

વાયુ-પ્રસરણ વેગના માપનને આધારે વાયુનું આણ્વિય દળ નક્કી થઈ શકે છે. આ માટે સમાન તાપમાને અને દબાણે પ્રયોગ કરીને બે વાયુઓના પ્રસરણ-વેગ સરખાવવામાં આવે છે.

ધારો કે વાયુ–1 અને વાયુ–2 ના પ્રસરણ-વેગ અનુક્રમે r_1 અને r_2 છે, આ બંને વાયુની ઘનતા d_1 અને d_2 હોય, તો ગ્રેહામના વાયુ-પ્રસરણના નિયમના આધારે નીચેનું સમીકરણ લખી શકાય.

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

હવે સમાન તાપમાને અને દબાણે વાયુની ઘનતા તેના આણ્વિય દળ (M) ને સમપ્રમાણમાં હોય છે.

$$\therefore d \propto M$$

હવે સમીકરણ $r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$ અને $d \propto M$ ને સંકલિત કરતાં $r \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$ થશે તેથી બે જુદા-જુદા વાયુઓના પ્રસરણવેગની સરખામણી માટે $\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$ અને $\frac{d_2}{d_1} = \frac{M_2}{M_1}$ થશે.

આથી સાબિત થાય છે કે, સમાન તાપમાને અને દબાણે કોઈ પણ બે વાયુઓની માપવામાં આવેલી ઘનતાઓનો ગુણોત્તર તે બંને વાયુઓના આણ્વિય દળના ગુણોત્તર બરાબર થાય છે.

આ સમીકરણનો ઉપયોગ કરીને બે વાયુઓના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર પ્રાયોગિક રીતે મેળવેલો હોય અને બે વાયુમાંથી એક વાયુનું આણ્વિય દળ જાણતા હોઈએ, તો બીજા વાયુનું આણ્વિય દળ શોધી શકાય છે.

હવે એકમસમયમાં પ્રસરણ પામેલા વાયુના કદને પ્રસરણ-વેગ કહે છે.

$$\therefore \text{પ્રસરણ-વેગ } (r) = \frac{\text{પ્રસરણ પામતા વાયુનું કદ}(V)}{\text{પ્રસરણ માટે જરૂરી સમય}(t)}$$

$$\therefore r = \frac{V}{t}$$

હવે સમાન તાપમાને અને દબાણે જુદા-જુદા બે વાયુઓ માટે પ્રસરણ-વેગ $r_1 = \frac{V_1}{t_1}$ અને $r_2 = \frac{V_2}{t_2}$ થશે.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{V_1/t_1}{V_2/t_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{V_1 \cdot t_2}{V_2 \cdot t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

પ્રયોગ દરમિયાન સરળતા માટે બંને વાયુઓના સમાન કદને પ્રસરણ પામવા માટેનો જરૂરી સમય માપવામાં આવે છે અથવા સમાન સમયમાં પ્રસરણ પામતાં બંને વાયુના કદ માપવામાં આવે છે, તેથી આવા પ્રયોગ દરમિયાન મેળવેલા અવલોકનની ગણતરી માટે ઉપર દર્શાવેલા સમીકરણને નીચે મુજબ પણ લખી શકાય :

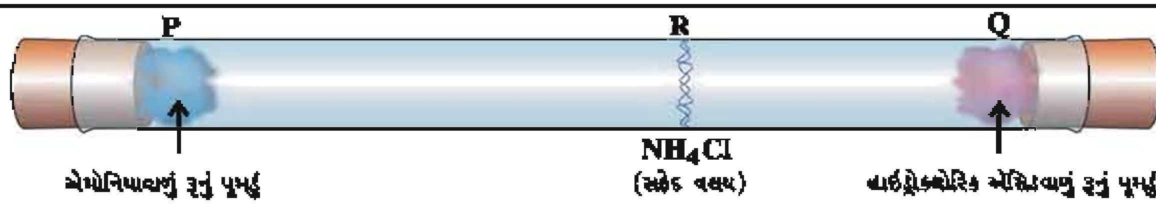
$\frac{V_1 \cdot t_2}{V_2 \cdot t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$ માં જો $t_1 = t_2$ હોય, તો

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$ અને જો $V_1 = V_2$ હોય, તો

$$\frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$ થશે.

પ્રાયોગિક રીતે બે વાયુના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર નક્કી કરવા માટે પ્રયોગશાળામાં પ્રયોગ કરી શકાય. તેના માટે સમાન તાપમાને અને દબાણે તેમજ એકસરખા સમયમાં બે વાયુઓના પ્રસરણ દરમિયાન કેટલું કદ રોકે છે તે નક્કી કરવા માટે નીચે મુજબ પ્રયોગ કરવામાં આવે છે.

પ્રયોગ : પ્રયોગશાળામાં NH_3 અને HCl વાયુના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર નક્કી કરવા માટે આકૃતિ 2.19માં દર્શાવ્યા મુજબ લગભગ 100 સેમી લંબાઈ અને એક સમાન વ્યાસવાળી કાચની નળી PQમાં P છેડે જલીય NH_3માં બોળેલા રૂના પૂમડાવાળો બૂચ અને Q છેડે જલીય HClમાં બોળેલા રૂના પૂમડાવાળો બૂચ એક જ સમયે બેસાડવામાં આવે છે. આ બંને વાયુઓનું નળીમાં પ્રસરણ થતાં આકૃતિમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે સફેદ, ધુમાડાયુક્ત NH_4Clનું પાતળું વલય R સ્થાને બનશે. તે નોંધી તેના પરથી અંતર PR અને QR મેળવો.



આકૃતિ 2.19 NH_3 અને HCl ના પ્રસરણ વેગનો ગુણોત્તર

પ્રક્રિયા : $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$
સફેદ ધુમાડો (વલય)

જ્યાં NH_4Cl નો સફેદ ધુમાડો (વલય) દેખાય છે ત્યાં એકસરખા સમયમાં નળીના PR વિભાગમાં સમાઈ શકે તેટલો NH_3 વાયુ અને નળીના QR વિભાગમાં સમાઈ શકે તેટલો HCl વાયુ પ્રસરણ પામ્યો છે. નળીનો વ્યાસ એકસમાન હોવાથી,

$$\frac{V_{NH_3}}{V_{HCl}} = \frac{\text{અંતર PR}}{\text{અંતર QR}}$$

આ પ્રમાણે પ્રયોગનું ત્રણ વખત પુનરાવર્તન કરી $\frac{PR}{QR}$ નો સરેરાશ ગુણોત્તર કાઢતાં તે 1.46 ± 0.01 જેટલો મળે છે. તે ગ્રેહામના નિયમ મુજબ NH_3 અને HCl ના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર દર્શાવે છે.

ગ્રેહામના વાયુ-પ્રસરણના નિયમની ઉપયોગિતા :

ગ્રેહામના વાયુ-પ્રસરણના નિયમની ઉપયોગિતા નીચે મુજબ છે.

(i) બે સમસ્થાનિકોના મિશ્રણને અલગ કરવા માટે ઉપયોગી છે. દા.ત., યુરેનિયમ ધાતુના બે સમસ્થાનિકો ^{235}U અને ^{238}U છે. પરમાણુશક્તિના ઉત્પાદનમાં ^{235}U ખૂબ જ અગત્યનો છે. યુરેનિયમ ધાતુમાં ^{235}Uનું પ્રમાણ માત્ર 0.7% છે. તેથી તેને અલગ કરવા માટે, ઘન સ્વરૂપ યુરેનિયમનું બાષ્પશીલ યુરેનિયમ હેક્ઝાફ્લોરાઇડ (UF_6) સ્વરૂપે બંને સમઘટકોનું રૂપાંતર કરવામાં આવે છે. હવે $^{235}UF_6$ અને $^{238}UF_6$ ના આણ્વિય દળનો તફાવત ઘણો ઓછો છે. આથી વાયુઓના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર 1.0047 થશે. હવે એક છિદ્રાળુ પાત્રમાં $^{235}UF_6$ અને $^{238}UF_6$ના મિશ્રણને ભરી તેનું પ્રસરણ થતાં, પ્રસરણ પામેલા વાયુમિશ્રણમાં ઓછા આણ્વિય દળવાળા $^{235}UF_6$ નું પ્રમાણ કંઈક અંશે વધારે હશે. પ્રસરણ વેગના તફાવતને આધારે અલગ પ્રયોગમાં એક પછી એક એવી અનેક પ્રયોગોની હારમાળા રચવામાં આવે છે. અમેરિકાના ટેનેસી રાજ્યમાં ઓકરિજ (Oak-ridge) ખાતે કિલોમીટર સુધી વિસ્તરેલી પ્રયોગશાળામાં આ કામ થાય છે. કિલોમીટર સુધી વિસ્તરેલા છિદ્રાળુ પડદાઓમાંથી આ વાયુમિશ્રણનું પ્રસરણ થતાં, લાંબા સમયે શુદ્ધ $^{235}UF_6$ અલગ મળે છે. જેનું વિઘટન-પ્રક્રિયા કરી શુદ્ધ ^{235}U મેળવાય છે. આમ, યુરેનિયમના સમસ્થાનિકોને જુદા પાડી શકાય છે.

(ii) ગ્રેહામના વાયુ પ્રસરણના નિયમનો ઉપયોગ કરી, વાયુઓના અણુભાર અને ઘનતા નક્કી કરી શકાય છે.

(iii) ગ્રેહામના વાયુ પ્રસરણના નિયમનો ઉપયોગ કરી કોઈ પણ બે વાયુના પ્રસરણ વેગનો ગુણોત્તર શોધી શકાય છે.

દાખલો 20 : સમાન પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિએ O_3 અને SO_2 વાયુના પ્રસરણ વેગનો ગુણોત્તર શોધો.

ઉકેલ : O_3 અને SO_2 વાયુનાં આણ્વિય દળ અનુક્રમે 48 અને 64 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ છે.

હવે ગ્રેહામના નિયમ મુજબ

$$\frac{r_{O_3}}{r_{SO_2}} = \sqrt{\frac{M_{SO_2}}{M_{O_3}}}$$

$$= \sqrt{\frac{64}{48}} = 1.1547$$

∴ O_3 અને SO_2 વાયુના પ્રસરણ-વેગનો ગુણોત્તર 1.1547 છે.

દાખલો 21 : સૂર્યથી પૃથ્વી પર આવતાં O_2 વાયુને 80 સેકન્ડ સમય લાગે તો He વાયુને કેટલો સમય લાગશે ?

ઉકેલ : અહીં બંને વાયુના પ્રસરણ માટેનું અંતર સમાન હોવાથી, ગ્રેહામના નિયમ મુજબ

$$\frac{t_{O_2}}{t_{He}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{He}}}$$

$$\frac{80}{t_{He}} = \sqrt{\frac{32}{4}} = \sqrt{8}$$

(કારણ કે O_2 અને Heનાં આણ્વિય દળ અનુક્રમે 32 અને 4 ગ્રામમોલ$^{-1}$ છે.)

$$\therefore t_{He} = \frac{80}{\sqrt{8}}$$

= 28.288 સેકન્ડ ≅ 28.29 સેકન્ડ

∴ He વાયુને પૃથ્વી ઉપર આવતાં લાગતો સમય 28.29 સેકન્ડ છે.

દાખલો 22 : N_2 વાયુ અને અજ્ઞાત વાયુનું એકસરખા સમયમાં પ્રસરણ કદ અનુક્રમે 50 મિલિ અને 70 મિલિ હોય, તો, અજ્ઞાત વાયુનું આણ્વિય દળ શોધો.

ઉકેલ :

$$\frac{r_{N_2}}{r_{\text{અજ્ઞાત વાયુ}}} = \frac{V_{N_2}}{V_{\text{અજ્ઞાત વાયુ}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{અજ્ઞાત વાયુ}}}{M_{N_2}}}$$

$$\therefore \frac{50}{70} = \sqrt{\frac{M_{\text{અજ્ઞાતવાયુ}}}{28}}$$

(કારણ કે N_2નું આણ્વિય દળ 28 ગ્રામમોલ$^{-1}$ છે.)

$$\therefore M_{\text{અજ્ઞાત વાયુ}} = \frac{2500 \times 28}{4900}$$

$= 14.29$ ગ્રામ મોલ$^{-1}$

∴ અજ્ઞાત વાયુનું આણ્વિય દળ 14.29 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ હશે.

2.7 એવોગેડ્રોનો અધિતર્ક (Avogadro's Hypothesis)

1811માં એવોગેડ્રોએ અધિતર્ક રજૂ કર્યો કે "પ્રમાણિત તાપમાને અને દબાણે સમાન કદના કોઈ પણ વાયુમાં તેના અણુઓની સંખ્યા સમાન હોય છે."

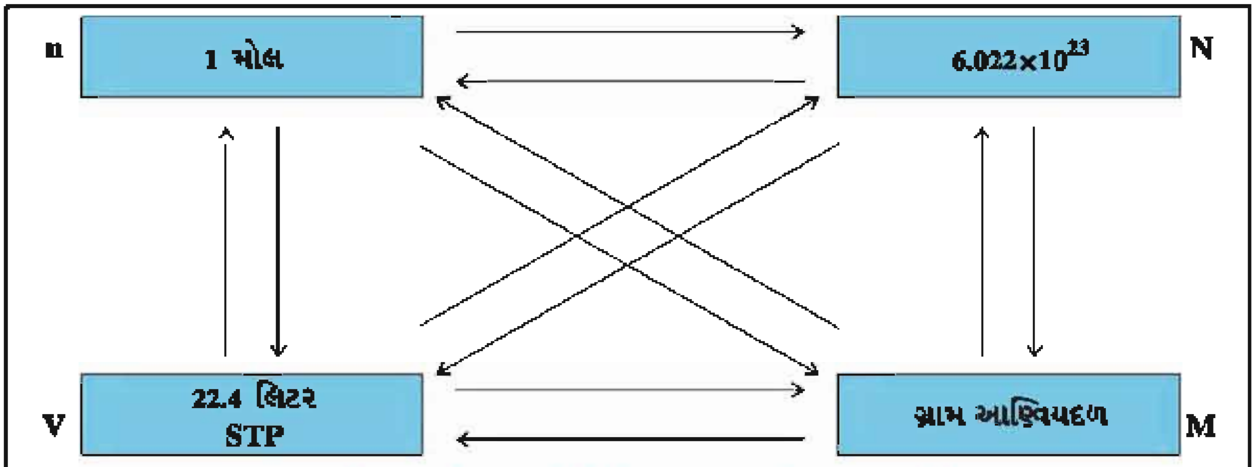
આદર્શવાયુ સમીકરણ એ એવોગેડ્રોના અધિતર્કને રજૂ કરવાની એક રીત છે. આ વાયુ-સમીકરણમાં એવોગેડ્રોના અધિતર્ક પરથી ફલિત થતા બધા જ સંબંધો સમાઈ ગયા છે. આ વાયુ-સમીકરણ અનુકૂળ પરિસ્થિતિમાં બધા જ વાયુઓને લાગુ પડે છે. સંજ્ઞા સ્વરૂપે આ સમીકરણની રજૂઆત નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

P બાર દબાણે T કેલ્વિન તાપમાને કોઈ પણ વાયુના V લિટર કદમાં તે વાયુના n મોલ અણુઓ એટલે કે (n × N) અણુઓ હોય છે. જ્યાં $N = 6.022 \times 10^{23}$ જેને એવોગેડ્રો-અચળાંક અથવા એવોગેડ્રો-આંક કહે છે.

એવોગેડ્રોના અધિતર્ક પરથી ફલિત થતો એક ઉપયોગી ખ્યાલ મોલરકદ છે. આદર્શવાયુ સમીકરણના ઉપયોગથી મોલર કદ સમજાવી શકાય છે. **મોલરકદ એટલે કે ગ્રામમાં દર્શાવેલ કોઈ પણ વાયુના આણ્વિય દળ જેટલા જથ્થાએ રોકેલું કદ છે.** 273 K તાપમાને અને એક બાર દબાણે કોઈ પણ વાયુના એક મોલનું કદ સામાન્ય વાયુ સમીકરણનો ઉપયોગ કરી શોધી શકાય છે. તેનું મૂલ્ય 22.4 લિટર સ્વીકારવામાં આવ્યું છે **મોલરકદને આણ્વિય કદ અથવા ગ્રામ આણ્વિય કદ પણ કહે છે.** એવોગેડ્રોના સિદ્ધાંતની રજૂઆત મોલરકદના આધારે નીચે પ્રમાણે કરી શકાય.

"273 K તાપમાને અને એક બાર દબાણે કોઈ પણ વાયુના 22.4 લિટર કદમાંના ગ્રામમાં વજન (દળ)ને તેનું આણ્વિય દળ કહે છે." એવોગેડ્રોના સિદ્ધાંત મુજબ **"કોઈ પણ વાયુના એક મોલરકદમાં રહેલા અણુઓની સંખ્યા 6.022×10^{23} છે."**

"કોઈ પણ પદાર્થના એક મોલ અણુનું ગ્રામમાં વજન તે તેનું મોલર ભાર છે." કોઈ પણ પદાર્થ માટે તેની મોલસંખ્યા (n), કણોની સંખ્યા (N), STPએ કદ (V) અને ગ્રામ આણ્વિય દળ (M) વચ્ચેનો પરસ્પર સંબંધ આકૃતિ 2.20 પ્રમાણે છે.



આકૃતિ 2.20 મોલ (n), કણોની સંખ્યા (N), વાયુનું કદ (STP) અને ગ્રામ-આણ્વિયદળ વચ્ચેનો પરસ્પર સંબંધ

દાખલો 23 : 20 ગ્રામ $CaCO_3$માં રહેલાં અણુની સંખ્યા, પરમાણુઓની સંખ્યા અને કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા શોધો.

ઉકેલ :

$CaCO_3$ નું આણ્વિય દળ 100 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ છે.

$\therefore$ $CaCO_3$ના મોલ $\frac{m}{M} = \frac{20}{100} = 0.2$ મોલ

હવે $CaCO_3$ના અણુની સંખ્યા

= મોલ × એવોગેડ્રો-અચળાંક

= $0.2 \times 6.022 \times 10^{23}$ અણુઓ

= 1.2044×10^{23} અણુઓ

$CaCO_3$ના એક અણુમાં Caનો એક પરમાણુ, કાર્બનનો એક પરમાણુ અને ઑક્સિજનના ત્રણ પરમાણુઓ અને કુલ પાંચ પરમાણુઓ છે.

તેથી Caના પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 1

= 1.2044×10^{23}

કાર્બનના પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 1

= 1.2044×10^{23}

ઑક્સિજનના પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 3

= $1.2044 \times 10^{23} \times 3$

= 3.6132×10^{23}

કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 5

= $1.2044 \times 10^{23} \times 5$

= 6.022×10^{23}

દાખલો 24 : STP એ 5.6 લિટર CH_4 માં રહેલા અણુઓની સંખ્યા, પરમાણુઓની સંખ્યા અને કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા શોધો.

ઉકેલ : CH_4ના મોલ = $\frac{5.6}{22.4} = 0.25$ મોલ

હવે CH_4ના અણુમાં એક કાર્બન પરમાણુ, ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને કુલ 5 પરમાણુઓ આવેલા છે.

$\therefore$ 0.25 મોલ CH_4માં અણુની સંખ્યા

= મોલ × N

= $0.25 \times 6.022 \times 10^{23}$

= 1.5055×10^{23} અણુઓ

તેથી કાર્બન પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 1

= $1.5055 \times 10^{23} \times 1$

= 1.5055×10^{23} પરમાણુઓ

હાઇડ્રોજન પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 4

= $1.5055 \times 10^{23} \times 4$

= 6.022×10^{23} પરમાણુઓ

કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા

= અણુઓની સંખ્યા × 5

= $1.5055 \times 10^{23} \times 5$

= 7.5275×10^{23} પરમાણુઓ

દાખલો 25 : 6.022×10^{22} ઑક્સિજનના અણુઓનું STPએ કદ અને વજન શોધો.

ઉકેલ :

$$O_2 \text{ ના મોલ } = \frac{\text{અણુઓની સંખ્યા}}{\text{એવોગેડ્રો-અચળાંક}}$$

$$= \frac{6.022 \times 10^{22}}{6.022 \times 10^{23}} = 0.1 \text{ મોલ}$$

∴ O_2 વાયુના STPએ કદ

= મોલ × 22.4 લિટર

= 0.1 × 22.4

= 2.24 લિટર

∴ O_2 વાયુનું વજન

= મોલ × આણ્વિય દળ

= 0.1 × 32

= 3.2 ગ્રામ

2.8 પ્રવાહી અવસ્થા અને તેના ભૌતિક ગુણધર્મો (Liquid State and its Physical Properties)

પ્રવાહી અવસ્થાને નિશ્ચિત કદ હોય છે, પણ ચોક્કસ આકાર હોતો નથી. જે પાત્રમાં પ્રવાહી ભર્યું હોય તે પાત્રનો આકાર તે ધારણ કરે છે. વાયુ-અવસ્થાની સરખામણીમાં પ્રવાહીમાં અણુઓની ગોઠવણી એકબીજાની નજીક હોય છે. પ્રવાહી અવસ્થામાં અણુઓ વચ્ચે આંતર આણ્વિય અંતર ઓછું હોવાથી આકર્ષણબળ વાયુ-અવસ્થા કરતાં વધુ પણ ઘન અવસ્થા કરતાં ઓછું હોય છે. પરિણામે પ્રવાહીને ચોક્કસ કદ હોય છે, પણ ચોક્કસ આકાર હોતો નથી. પ્રવાહી અવસ્થામાં અણુઓની ગોઠવણી વાયુ-અવસ્થા કરતાં વ્યવસ્થિત પરંતુ ઘન અવસ્થા ઓછી વ્યવસ્થિત થયેલી હોય છે. આમ, પ્રવાહી અવસ્થા તે ઘન અને વાયુ-અવસ્થાને જોડતી મધ્યસ્થ અવસ્થા છે. દરેક પ્રવાહીમાં માપી શકાય તેવા કેટલાક ભૌતિક ગુણધર્મોની વિશિષ્ટતા હોય છે, જે નીચે મુજબ છે :

(i) નિશ્ચિત કદ : પ્રવાહીને નિશ્ચિત કદ હોય છે. તે વાયુની માફક ફેલાઈને આખા પાત્રને ભરી દેતો નથી. પ્રવાહીની એક સપાટી મુક્ત હોય છે. જ્યારે બાકીની સપાટીઓ સંપર્કમાં રહેલા પાત્રને આધારિત હોય છે. પ્રવાહીને નિશ્ચિત કદ હોવાથી કોઈ પણ પાત્રમાં ભરવાથી કદમાં ફેરફાર થતો નથી. દા.ત., 500 મિલિ પાણીને બીકર, કૉનિકલ ફ્લાસ્ક, તપેલી કે ડોલમાં ભરવાથી તેનું કદ 500 મિલિ જ રહે છે. તેનું કદ બદલાતું નથી, પરંતુ તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે.

(ii) વહનશીલતા : પ્રવાહીને વહેવડાવી શકાય છે અને એક પાત્રમાંથી બીજા પાત્રમાં રેડી શકાય છે. પાત્રના આકાર મુજબ તે આકાર ધારણ કરે છે, કારણ કે પ્રવાહી વહનશીલતાનો ગુણ ધરાવે છે.

(iii) અસંકોચનીયતા : વાયુની સરખામણીમાં પ્રવાહીમાં સંકોચનીયતા ગુણધર્મ ખૂબ જ ઓછો માલૂમ પડે છે. દા.ત., 298 K તાપમાને વાયુ-અવસ્થા માટે તેના ઉપર લાગતું દબાણ બે ગણું કરતાં કદ અડધું થાય છે. જ્યારે પ્રવાહીમાં દબાણ બે ગણું કરતાં કદમાં ફક્ત 0.0045% નો ઘટાડો થાય છે. વળી 293 K તાપમાને પાણી પર 1000 બાર દબાણ આપવાથી તેના કદમાં માત્ર 4% જેટલો ઘટાડો થાય છે. આમ, વાયુઓની સરખામણીમાં પ્રવાહીમાં અસંકોચનનો ગુણધર્મ છે.

(iv) પ્રસરણ : પાણીથી ભરેલા અડધા નળાકારપાત્રમાં ઇથાઇલ આલ્કોહોલને પાત્રની અંદરની બાજુની સપાટીએથી ખૂબ જ ધીમેથી, કાળજીપૂર્વક ઉમેરવામાં આવે તો પાણીની સપાટી ઉપર ઇથાઇલ આલ્કોહોલને તરતો રાખી શકાય છે અને બંને વચ્ચેની ભેદરેખા સ્પષ્ટ જોઈ શકાય છે. પરંતુ આ પ્રણાલીને થોડો સમય રાખી પછી અવલોકન કરતાં સમય જતા તેમની વચ્ચેની ભેદરેખા ધીમે-ધીમે અસ્પષ્ટ થાય છે અને છેવટે નાબૂદ થાય છે. આથી કહી શકાય કે ઇથાઇલ આલ્કોહોલ પાણીમાં ધીમે પ્રસરણ પામે છે. આ પ્રણાલીને જો વધુ લાંબો સમય રાખી મૂકીએ, તો બંને પ્રવાહીનું સમાંગ મિશ્રણ બને છે. વાયુઓ કરતાં, પ્રવાહીમાં પ્રસરણ ધીમું થાય છે. કારણ કે પ્રવાહીમાં અણુઓની ગોઠવણી નજીક હોવાથી જ્યારે તે પ્રસરણ પામે છે, ત્યારે બાજુમાં ગોઠવાયેલા અણુ સાથે અથડામણ અનુભવે છે. જે પ્રસરણમાં અવરોધ ઊભો કરે છે. વળી, વાયુ કરતાં પ્રવાહીમાં અણુઓ વચ્ચે આંતર આણ્વિય આકર્ષણ વધુ હોવાથી અણુઓને ઝડપથી પ્રસરણ પામતા અટકાવે છે. તેથી પ્રસરણ ધીમું થાય છે. જોકે તાપમાન વધતાં પ્રવાહીમાં પ્રસરણ-વેગ વધે છે, કારણ કે તાપમાન વધતાં પ્રવાહીના અણુઓની ગતિજ-ઊર્જામાં વધારો થાય છે. તેથી અણુઓ ઝડપથી ગતિ કરી શકે છે. પ્રસરણનો ગુણધર્મ સમાન પ્રકારની ધ્રુવીયતા ધરાવતા પ્રવાહીમાં માલૂમ પડે છે. જેમકે ધ્રુવીય પ્રવાહી બીજા ધ્રુવીય પ્રવાહીના સંપર્કમાં આવતાં પ્રસરણ પામે છે. પરંતુ અધ્રુવીય પ્રવાહીના સંપર્કમાં પ્રસરણ થતું નથી. તેનાથી વિરુદ્ધ પણ સાચું છે.

(v) બાષ્પીભવન : જો પ્રવાહીને ખુલ્લી સપાટી પર રેડવામાં આવે તો, સમય જતાં તે ઊડી જશે. આનું કારણ એ છે કે કેટલાક પ્રવાહીઓ સામાન્ય તાપમાને સ્વતઃ વાયુ-અવસ્થામાં ફેરવાઈ જાય છે. આ ઘટનાને બાષ્પીભવન કહે છે. દરેક તાપમાને પ્રવાહીનું બાષ્પીભવન ઓછુંવત્તું થતું રહે છે. વાયુની જેમ પ્રવાહીમાં પણ બધા જ અણુઓની ગતિ

સમાન હોતી નથી. કેટલાક અણુઓની ગતિ મહત્તમ, કેટલાકની મધ્યમ તો કેટલાકની ધીમી હોય છે. હવે જે અણુઓની ગતિ મહત્તમ હોય છે, તેની ગતિજ-ઊર્જા પણ વધારે હોય છે અને તેવા અણુઓનું બાષ્પીભવન ઝડપી થાય છે અને તે અણુઓ પ્રવાહીની સપાટી છોડી જતા રહે છે. પરિણામે પ્રવાહીમાં બાકી રહેલા અણુઓની ગતિ ઓછી અને ગતિજ-ઊર્જા પણ ઓછી થવાથી તાપમાન ઘટે છે. આથી, પ્રવાહીનું બાષ્પીભવન થતાં તાપમાન ઘટે છે, તેથી ઠંડક પેદા થાય છે. બાષ્પીભવનનો આધાર તાપમાન, આંતર આણ્વિય બળની પ્રબળતા અને પ્રવાહીની ખુલ્લી સપાટીના ક્ષેત્રફળ પર છે.

(vi) બાષ્પદબાણ : જેવી રીતે વાયુઓ બંધ પાત્રમાં દબાણ દર્શાવે છે, તેવી જ રીતે પ્રવાહી પણ બંધ પાત્રમાં દબાણ દર્શાવે છે. બાષ્પીભવન થવાને કારણે અણુઓ પ્રવાહીની સપાટી છોડી જતા હોય છે પણ પાત્રને છોડી દેતા નથી. તે બાષ્પ સ્વરૂપે પ્રવાહીની સપાટી પર એકત્રિત થાય છે. બાષ્પ-અવસ્થા ધરાવતા અણુઓ બધી જ દિશામાં આમતેમ ઘૂમતા હોય છે. તે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલ સાથે પ્રવાહીની સપાટી સાથે અથડાય છે. આ દરમિયાન કેટલાક ધીમી ગતિથી ઘૂમતા અણુઓ જ્યારે પ્રવાહીની સપાટી પર અથડાય છે, ત્યારે તે ફરીથી આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળથી સપાટી પર પકડાય છે અને પ્રવાહીમાં ફેરવાય છે. તેને ઠારણ કહે છે. શરૂઆતમાં બાષ્પીભવન અને ઠારણનો વેગ સમાન હોતો નથી પણ થોડા સમય પછી બંને વેગ સમાન બને છે. આ અવસ્થાને ગતિશીલ સંતુલન કહે છે. હવે વાયુ-અવસ્થા ધરાવતા અણુઓની સાંદ્રતા અચળ બને છે અને બાષ્પના અણુઓ જ્યારે તેની પ્રવાહી અવસ્થા સાથે સંતુલનમાં હોય, ત્યારે બાષ્પના અણુ દ્વારા ઉદ્ભવતા દબાણને બાષ્પદબાણ કહે છે. બાષ્પ દબાણનો આધાર પ્રવાહીના પ્રકાર અને પ્રવાહીના તાપમાન પર છે. પ્રવાહીનો પ્રકાર એટલે કે પ્રવાહીના અણુમાં લાગતું આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ છે. જેમ આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ ઓછું તેમ બાષ્પદબાણ વધુ હોય છે. પ્રવાહીનું તાપમાન વધુ હોય તો બાષ્પદબાણ વધુ હોય છે.

(vii) પૃષ્ઠતાણ : પ્રવાહીની મુક્ત સપાટી પર કલ્પેલી એકમલંબાઈની રેખાની એક બાજુ પરના પ્રવાહીના અણુઓ, રેખાની બીજી બાજુ પરના પ્રવાહીના અણુઓ પર રેખાને લંબરૂપે અને સપાટીને સમાંતર જે બળ લગાડે છે, તેને પ્રવાહીનું પૃષ્ઠતાણ કહે છે. પૃષ્ઠતાણને કારણે ટીપું હંમેશા લગભગ ગોળ આકારનું હોય છે. પાતળી કેશનળીમાં પાણી કેટલીક ઊંચાઈ સુધી ઉપર ચડે છે, તેનું કારણ પણ પૃષ્ઠતાણ છે.

(viii) સ્નિગ્ધતા : સ્તરીય વહનમાં કોઈ પણ બે ક્રમિક સ્તરો વચ્ચે વેગ હોય છે. પરિણામે **તેમની સંપર્ક સપાટી પર સ્પર્શીય અવરોધક બળ ઉદ્ભવે છે. આવા આંતરિક અવરોધક બળને સ્નિગ્ધતાબળ કહે છે.** પ્રવાહીમાં આવું બળ હોવાના ગુણધર્મને સ્નિગ્ધતા કહે છે. સ્નિગ્ધતાનો આધાર આંતર આણ્વિય બળ ઉપર છે. જેમ આંતર-આણ્વિય બળ વધુ તેમ સ્નિગ્ધતા વધુ હોય છે. વળી, તાપમાન વધતાં સ્નિગ્ધતા ઘટે છે.

સારાંશ

અણુઓના સમૂહને દ્રવ્ય કહે છે. દ્રવ્ય નાના કણોનો બનેલ છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થા છે, ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ અને બીજી બે અવસ્થા પ્લાઝ્મા અને બોઝ આઈન્સ્ટાઈન કન્ડેનસેટ તરીકે જાણીતી છે. પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા તાપમાનમાં ફેરફાર થતાં બદલાય છે. ભૌતિક અવસ્થા બદલાતાં તેના ભૌતિક ગુણધર્મો બદલાય છે. પરંતુ રાસાયણિક ગુણધર્મો બદલાતા નથી. કેટલીક વખત રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ તેની ભૌતિક અવસ્થા બદલાતાં બદલાય છે, પરંતુ રાસાયણિક ગુણધર્મો બદલાતાં નથી. કેટલીક વખત રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ તેની ભૌતિક અવસ્થા બદલાતાં બદલાય છે. રાસાયણિક ગણતરી કરતી વખતે પદાર્થ (પ્રક્રિયક અથવા નીપજ)ની ભૌતિક અવસ્થા જાણવી ખૂબ જ જરૂરી બને છે અને તેથી પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા, તેના માટે જવાબદાર પરિબળો અને તેને લગતા કેટલાક અગત્યના નિયમોનો અભ્યાસ કરવો જરૂરી બને છે. પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરનાર પરિબળો જેવાં કે આંતર-આણ્વિય બળો, આણ્વિય પારસ્પરિક ક્રિયા અને કણની ગતિ ઉપર અસર કરતી ઉષ્મીય ઊર્જા છે.

ડચ વૈજ્ઞાનિક વાન્ ડર વાલ્સે અણુઓ વચ્ચે ઉદ્ભવતું નિર્બળ આકર્ષણ દર્શાવ્યું છે, જે બીજા કોઈ પણ રાસાયણિક આકર્ષણ (આયનીય બંધ કે સહસંયોજક બંધ) વડે સમજાવી શકાતું નથી અને તેને વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ કહે છે. આ બળ સાર્વત્રિક છે. પદાર્થમાં આ આકર્ષણબળ 4.5 Å અંતર સુધી પ્રવર્તે છે. વાન્ ડર વાલ્સના બળનો આધાર અણુનો આકાર અણુઓમાં રહેલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા, અણુઓની

સંપર્કસપાટી અને સરેરાશ આંતર-આણ્વિય અંતર પર છે. વાન્ ડર વાલ્સ આકર્ષણબળ જુદા-જુદા પ્રકારનાં જેવાં કે (1) વિક્ષેપનબળ અથવા લંડનબળો (2) દ્વિ-ધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ અને (3) પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ છે.

વિક્ષેપન આકર્ષણબળનો સૌપ્રથમ પ્રસ્તાવ જર્મન વૈજ્ઞાનિક ફ્રિટ્ઝ લંડને (Fritz London) કર્યો હોવાથી તે લંડનબળ તરીકે પણ ઓળખાય છે. આ પ્રકારના આકર્ષણબળ અણુઓ કે પરમાણુઓમાં જોવા મળે છે. ઇલેક્ટ્રૉનની ઘનતામાં ક્ષણિક વિક્ષેપન થતાં તે બાજુમાં આવેલા અણુ કે પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનઘનતા પર અસર કરે છે, તેથી આકર્ષણબળ ઉત્પન્ન થાય છે અને આવી અસરને વિક્ષેપનબળ કહે છે. કાયમી દ્વિધ્રુવીય અણુઓમાં દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ ઉત્પન્ન થાય છે. આવા દ્વિધ્રુવીય અણુઓમાં આંતર-આણ્વિય લંડનબળ પણ પારસ્પરિક રહેલાં હોય છે. તેથી બંને બળોની ભેગી અસર જોવા મળે છે. લંડનબળ કરતાં દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ વધુ પ્રબળ હોય છે. જ્યારે દ્વિધ્રુવીય અણુ અધ્રુવીય અણુના સંપર્કમાં આવે છે, ત્યારે ધ્રુવીય પ્રેરિત ધ્રુવીય બળ જોવા મળે છે. આ પ્રકારના અણુઓમાં લંડનબળ પણ હોય છે, તેથી બંને બળની ભેગી અસર જોવા મળે છે. હાઇડ્રોજન બંધ અગત્યનું આંતર-આણ્વિય બળ છે. સમૂહ 5, 6 અને 7ના પ્રથમ તત્ત્વની ઊંચી વિદ્યુતઋણતાના કારણે તે હાઇડ્રોજન સાથે હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવે છે, જેમાં હાઇડ્રોજન બંધ જોવા મળે છે. આંતર-આણ્વિય અપાકર્ષણબળ પણ જોવા મળે છે. અને તેના પર આધારિત દબાણની ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ પર થતી અસર સહેલાઈથી સમજાવી શકાય છે. દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા નક્કી કરતું અગત્યનું પરિબળ ઉષ્મીય ઊર્જાની અણુઓની ગતિ પર થતી અસર છે. અણુ કે પરમાણુઓની ગતિના કારણે ઉદ્ભવતી ઊર્જાને તેની ઉષ્મીય ઊર્જા કહે છે. તેનો આધાર પદાર્થના તાપમાન પર છે. હવે આંતર-આણ્વિય આકર્ષણબળ અણુને એકબીજાની નજીક રાખવાનું વલણ ધરાવે છે. જ્યારે ઉષ્મીય ઊર્જા અણુઓને દૂર રાખવાનુ વલણ ધરાવે છે, તેથી આ બંને વિરુદ્ધ પરિબળો વચ્ચેના સમતુલિત સમન્વયથી દ્રવ્યની ભૌતિક અવસ્થા ઘન, પ્રવાહી કે વાયુ નક્કી થાય છે. વાયુ-અવસ્થામાં અણુઓ વચ્ચે નિર્બળ આકર્ષણ હોવાથી તેમાં કેટલીક લાક્ષણિકતા છે. વાયુઓની વર્તણૂકને દળ, કદ, તાપમાન અને દબાણના જથ્થાત્મક સંબંધ વડે દર્શાવી શકાય છે અને આવા સંબંધને પ્રાયોગિક અભ્યાસથી શોધવામાં આવ્યા છે. આવા સંબંધને વાયુના નિયમો કહે છે. વાયુના દબાણ અને કદનો સંબંધ રજૂ કર્યો. તેને બૉઇલનો નિયમ કહે છે. નિશ્ચિત તાપમાને, નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ (P), તેના કદ (V)ના વ્યસ્તપ્રમાણમાં હોય છે. ગાણિતિક રીતે બૉઇલનો નિયમ $PV = K$ અથવા $P_1V_1 = P_2V_2$ લખી શકાય. બૉઇલના નિયમ પરથી ઘનતા (d) અને દબાણ (p) વચ્ચે $d/P = K$ સંબંધ પણ તારવવામાં આવ્યો. કેલ્વિન તાપમાનને SI એકમ તરીકે સ્વીકારવામાં આવ્યો. $T = (t\ ^0C + 273.15)$ K સંબંધ મેળવ્યો. પ્રાયોગિક અવલોકનોને આધારે નિરપેક્ષ તાપમાન અને કદ વચ્ચેનો સંબંધ મેળવ્યો. તેને ચાર્લ્સનો નિયમ કહે છે. ગાણિતિક રીતે તેને $\frac{V}{T} = K$ અથવા $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ લખી શકાય, જ્યાં V = કદ છે. દબાણ અને નિરપેક્ષ તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ પ્રાયોગિક અવલોકનોને આધારે ગેલ્યુસેકે મેળવ્યો, તેને ગેલ્યુસેકનો નિયમ કહે છે. ગાણિતિક રીતે તેને $\frac{P}{T} = K$ અથવા $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ લખી શકાય, જ્યાં T = તાપમાન કેલ્વિનમાં છે. વાયુનું કદ અને અણુઓની સંખ્યા વચ્ચેનો સંબંધ. એવોગેડ્રો રજૂ કર્યો તેને એવોગેડ્રોનો નિયમ કહે છે. ગાણિતિક રીતે તેને $V = Kn$ સ્વરૂપે લખી શકાય. 0^0સે અથવા 273 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણને SI પદ્ધતિ દ્વારા પ્રમાણિત મૂલ્ય તરીકે સ્વીકાર્યાં છે અને તેથી આ મૂલ્યો પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણ (STP) તરીકે જાણીતાં છે. STPએ 1 મોલ વાયુનું કદ 22.4 લિટર અને 6.022×10^{23} અણુની સંખ્યાને અનુક્રમે મોલરકદ અને એવોગેડ્રો-આંક કહે છે. બૉઇલ અને ચાર્લ્સના નિયમના સમન્વયથી પ્રાપ્ત થતો સંબંધ $\frac{PV}{T} = K$ અથવા $\frac{P_1\ V_1}{T_1} = \frac{P_2\ V_2}{T_2}$ તેને સંયુક્ત વાયુ સમીકરણ કહે છે. આદર્શવાયુ સમીકરણ $PV = nRT$ ને અવસ્થા-સમીકરણ પણ કહે છે અને Rને સાર્વત્રિક અચળાંક કહે છે અને જુદાં-જુદાં એકમમાં તેનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હોય છે. ઊંચા તાપમાને

અને નીચા દબાણે વાસ્તવિક વાયુ આદર્શવાયુ તરીકે વર્તે છે. દરેક તાપમાને અને દબાણે જે વાયુઓ વાયુના નિયમો અને આદર્શવાયુ સમીકરણનું પાલન કરે છે. તેમને આદર્શવાયુઓ કહે છે. વાસ્તવિક વાયુની વર્તણૂક આદર્શવાયુ કરતાં વિચલન અનુભવે છે. અને તેનો અભ્યાસ તાપમાન અને દબાણની અસર દ્વારા કરવામાં આવ્યો અને તેથી આદર્શવાયુ સમીકરણ $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ લખી શકાય, અને આ સમીકરણને વાન્ ડર વાલ્સ સમીકરણ કહે છે. તાપમાન ઘટાડવાથી અને દબાણ વધારવાથી વાયુનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે, જે મહત્તમ તાપમાન અને લગાડેલા દબાણ પર વાયુનું પ્રવાહીકરણ થાય છે. તેને અનુક્રમે ક્રાંતિક તાપમાન (T_C) અને ક્રાંતિક દબાણ (P_C) કહે છે અને ક્રાંતિક તાપમાને અને ક્રાંતિક દબાણે 1 મોલ વાયુના કદને ક્રાંતિક કદ (V_C) અને આ અવસ્થાને ક્રાંતિક અવસ્થા કહે છે. P_C, T_C અને V_Cનાં મૂલ્યો નિશ્ચિત હોય છે, તેથી તેને ક્રાંતિક અચળાંકો કહે છે. આલેખ દ્વારા વાયુનું પ્રવાહીકરણ સમજાવી શકાય. અણુઓની જુદી-જુદી શક્ય ગતિની વહેંચણીનો અભ્યાસ મેક્સવેલ અને બોલ્ટ્ઝમેને કર્યો અને આલેખ દોર્યો, જે ને મેક્સવેલનો વહેંચણી-વક્ર કહે છે.

બે કરતાં વધુ એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા ન કરતા વાયુના મિશ્રણનું કુલ દબાણ ડાલ્ટનના આંશિક દબાણના નિયમના સમીકરણ પ્રમાણે કુલ દબાણ $= p_A + p_B + p_C + p_D$ દ્વારા મેળવી શકાય છે. કુલદબાણ (P) ઉપરથી વાયુનું આંશિક દબાણ (p); $p = X \cdot P$ સમીકરણ દ્વારા મેળવી શકાય છે. જો વાયુના કદથી ટકા આપેલા હોય, તો વાયુનું આંશિક દબાણ $p_A = \frac{\text{A વાયુના કદથી ટકા} \times \text{કુલ દબાણ}}{100}$ સમીકરણ દ્વારા ગણી શકાય છે. ગ્રેહામનો વાયુ-પ્રસરણનો નિયમ $r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$ અને આ સૂત્રનો ઉપયોગ કરીને પ્રસરણ વેગ (r) NH_3 અને HCl વાયુ માટે પ્રાયોગિક રીતે 1.46 ± 0.01 મેળવી શકાય. ગ્રેહામના વાયુ પ્રસરણના નિયમની ઉપયોગિતા એકમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. એવોગેડ્રોનો અધિતર્ક તે અણુઓની સંખ્યા, પરમાણુ અને કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા આપેલા જથ્થાના વાયુ માટે ગણતરી કરવા ઉપયોગી છે.

પ્રવાહી અવસ્થા અને તેના ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે નિશ્ચિત કદ, વહનશીલતા, અસંકોચન, પ્રસરણ, બાષ્પીભવન, બાષ્પદબાણ, પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) લંડનબળ કયા પ્રકારનું આકર્ષણબળ છે ?

(A) આયનીય (B) સહસંયોજક (C) વાન્ ડર વાલ્સ (D) હાઇડ્રોજન-બંધ

(2) HCl અને O_2ના અણુઓ વચ્ચે કયા પ્રકારનાં વાન્ ડર વાલ્સ બળ હશે ?

(A) લંડન (B) દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય

(C) દ્વિધ્રુવીય-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય (D) ધ્રુવીય-ધ્રુવીય

(3) એક મોલ હાઇડ્રોજન-બંધની ઊર્જા કેટલી હશે ?

(A) 10 કિ કેલરી (B) 10 કિ જૂલ (C) 100 કિ કેલરી (D) 10 - 100 કિ જૂલ

(4) સામાન્ય પરિસ્થિતિએ કયા પદાર્થની ઘનતા સૌથી ઓછી હશે ?

(A) બરફ (B) પાણી (C) તાંબું (D) પિત્તળ

(5) અચળ તાપમાને કદ અને દબાણ સંબંધ દર્શાવતો કયો નિયમ છે ?

(A) બૉઇલ (B) ચાર્લ્સ (C) ગેલ્યુસેક (D) એવોગેડ્રો

(6) 25^0 સે તાપમાન ધરાવતા O_2 વાયુનું તાપમાન 50^0 સે કરવામાં આવે, તો O_2 વાયુનું કદ કેટલું થશે ?

(A) બે ગણું (B) બે ગણાં કરતાં વધુ

(C) અડધું (D) બે ગણાં કરતાં ઓછું

(7) દબનીય અવયવ Zનું મૂલ્ય He માટે હંમેશાં કેવું હોય છે ?

(A) 1 (B) >1 (C) <1 (D) શૂન્ય

(8) કયા તાપમાને વાયુનું પ્રવાહીકરણ શક્ય બને છે ?

(A) T_C (B) $> T_C$ (C) $< T_C$ (D) T_C અથવા $< T_C$

(9) બાષ્પીભવન થવાથી વાતાવરણમાં કયો ફેરફાર થશે ?

(A) ગરમી વધે (B) ઠંડક વધે (C) A અને B બંને (D) એક પણ નહિ

(10) 1 ગ્રામ H_2 વાયુમાં હાઇડ્રોજન પરમાણુની સંખ્યા કેટલી હશે ?

(A) 6.022×10^{23} (A) 3.011×10^{23} (C) 6.022×10^{21} (D) 3.011×10^{21}

(11) જેનું ક્રાંતિક તાપમાન વધારે હોય, તેનું પ્રવાહીકરણ .... થાય.

(A) ધીમું (B) ઝડપી

(C) ધીમું અથવા ઝડપી (D) એક પણ નહિ

(12) 4 ગ્રામ Heમાં અણુ અને પરમાણુની સંખ્યા કેટલી હશે ?

(A) અણુ કરતાં પરમાણુની સંખ્યા બે ગણી

(B) અણુ કરતાં પરમાણુની સંખ્યા ચાર ગણી

(C) અણુ અને પરમાણુની સંખ્યા સરખી

(D) અણુ કરતાં પરમાણુની સંખ્યા અડધી

(13) તાપમાન વધતાં સ્નિગ્ધતાના મૂલ્યમાં શું ફેરફાર થાય છે ?

(A) વધારો (B) ઘટાડો

(C) વધારો અને ઘટાડો (D) શૂન્ય

(14) કયા બે પ્રવાહી સંપર્કમાં આવતાં પ્રસરણ પામશે ?

(A) પાણી-કેરોસીન (B) પાણી-બેન્ઝિન

(C) પાણી-પેટ્રોલ (D) પાણી-ઇથાઇલ આલ્કોહોલ

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) વાન્ ડર વાલ્સ બળના પ્રકારો લખો.

(2) કયા પ્રકારના અણુ કે પરમાણુમાં લંડનબળ જોવા મળે છે ?

(3) કયા અણુઓમાં હાઇડ્રોજન-બંધ જોવા મળે છે ?

(4) કયાં બળોના સમન્વયથી પદાર્થની ભૌતિક અવસ્થા નક્કી થાય છે ?

(5) બૉઇલનો નિયમ લખો.

(6) નિરપેક્ષ તાપમાન એટલે શું ?

(7) પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણ જણાવો.

(8) ચાર્લ્સનો નિયમ લખો.

(9) એવોગેડ્રોનો નિયમ લખો.

(10) ગેલ્યુસેકનો નિયમ લખો.

(11) સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ લખો.

(12) આદર્શવાયુ સમીકરણમાં ચલાયમાન રાશિ જણાવો.

(13) વાસ્તવિક વાયુ એટલે શું ?

(14) કઈ પરિસ્થિતિમાં વાસ્તવિક વાયુ આદર્શવાયુ તરીકે વર્તે છે ?

(15) આદર્શવાયુ એટલે શું ?

(16) દબનીય અચળાંક Zનું સમીકરણ લખો.

(17) વાન્ ડર વાલ્સ સમીકરણ લખો.

(18) ક્રાંતિક તાપમાન એટલે શું ?

(19) ક્રાંતિક દળ એટલે શું ?

(20) ગ્રેહામનો નિયમ લખો .

(21) એવોગેડ્રો અધિતર્ક લખો.

(22) વ્યાખ્યા આપો : સ્નિગ્ધતા, પ્રસરણ, બાષ્પદબાણ

(23) ક્રાંતિક અચળાંકો જણાવો.

(24) પ્રવાહીનું બાષ્પદબાણ કયાં પરિબળો પર આધાર રાખે છે ?

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) વાન્ ડર વાલ્સનાં બળોમાં કયાં-કયાં બળોનો સમાવેશ થાય છે ?

(2) દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ સમજાવો.

(3) લંડનબળ એટલે શું ? સમજાવો.

(4) દ્વિધ્રુવીય-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવીય બળ સમજાવો.

(5) કેલ્વિન માપક્રમ સમજાવો.

(6) એવોગેડ્રોનો નિયમ લખી સમજાવો.

(7) સંયુક્ત વાયુ-સમીકરણ તારવો.

(8) આદર્શવાયુ સમીકરણ પરથી Rનો એકમ તારવો.

(9) પ્રવાહી અવસ્થા સમજાવી, તેના ગુણધર્મો લખો.

(10) અણુઓની ગતિજ-ઊર્જા સમજાવો.

(11) ધન વિચલન અને ઋણ વિચલન વાસ્તવિક વાયુમાં સમજાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર લખો :

(1) ટૂંક નોંધ લખો : હાઇડ્રોજન-બંધ અને વાયુની લાક્ષણિકતાઓ

(2) વાયુ-અવસ્થાની લાક્ષણિકતા સમજાવો.

(3) વાયુના નિયમો લખી, આદર્શવાયુ સમીકરણ તારવો.

(4) જુદી-જુદી એકમ પદ્ધતિમાં Rના એકમ મેળવો.

(5) વાયુની આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન સમજાવો.

(6) વાયુનું પ્રવાહીકરણ સમજાવો.

(7) વાયુના પ્રવાહીકરણ માટેનો સમતાપી વક્ર દોરી સમજાવો.

(8) ગ્રેહામનો વાયુ-પ્રસરણનો નિયમ લખી સમજાવો.

(9) ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ યોગ્ય ઉદાહરણ દ્વારા સમજાવી તેની ઉપયોગિતા લખો.

(10) NH_3 અને HClના પ્રસરણનો પ્રયોગ વર્ણવો.

(11) પ્રવાહી અવસ્થાની લાક્ષણિકતા લખી સમજાવો.

5. નીચેના દાખલાઓની ગણતરી કરો :

(1) 6.022×10^{21} કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના અણુનું 2 બાર દબાણે અને 300 K તાપમાને કદ શોધો.

(2) 10^3 પાસ્કલ દબાણે અને 350 K તાપમાને 4 લિટર SO_2 વાયુમાં રહેલી અણુઓ, પરમાણુઓ અને કુલ પરમાણુઓની સંખ્યા ગણો.

(3) 400 મિલિ કદના પાત્રમાં 2×10^6 અણુઓ N_2 વાયુના દાખલ કરવાથી 400 K તાપમાને વાયુનું દબાણ શોધો.

(4) Cl_2, H_2 અને N_2 નું કદથી ટકાવાર પ્રમાણ અનુક્રમે 1:2:7 હોય અને પાત્રમાં વાયુનું કુલ દબાણ 40 બાર માલૂમ પડે, તો દરેક વાયુનાં આંશિક દબાણ શોધો.

(5) 298 કે તાપમાને 500 મિલિ પાત્રમાં 4 ગ્રામ H_2 વાયુ ભરેલા છે. પાત્રને નાનું છિદ્ર હોવાથી થોડા સમય બાદ પાત્રનું દબાણ 50 બાર માલૂમ પડે, તો પાત્રમાંથી H_2 વાયુના કેટલા અણુઓ બહાર નીકળી ગયા હશે ?

(6) 400 કે તાપમાને 2 લિટર કદના પાત્રમાં પાણી ઉપર 2 મોલ O_2 વાયુ એકત્રિત કર્યો છે. જો શુષ્ક O_2 વાયુનું દબાણ 32.20 બાર માલૂમ પડે તો, આ પરિસ્થિતિએ પાણીનું બાષ્પદબાણ શોધો.

(7) 50 ફૂટ લંબાઈ ધરાવતા ચોરસ ખેતરના વિકર્ણના એક છેડે NH_3 અને બીજા છેડે HCl વાયુની બોટલ ખોલવાથી, સૌપ્રથમ વિકર્ણ ઉપર કયા સ્થાને સફેદ ધુમાડા દેખાશે ? (ધારી લો કે વાયુઓ વિકર્ણ પર જ પ્રસરણ પામે છે.)

(8) 2 લિટર કદના પાત્રમાં 300 કે. તાપમાને 20 ગ્રામ H_2, 220 ગ્રામ CO_2 અને 140 ગ્રામ N_2 દાખલ કરવાથી પાત્રનું કુલ દબાણ કેટલા બાર થશે ? કયો એક વાયુપાત્રમાંથી સંપૂર્ણ દૂર કરતાં દબાણમાં 50%નો ઘટાડો થશે ?

(9) 5000 કિલોમીટરનું અંતર કાપવા માટે CO_2 વાયુને 2 સેકન્ડનો સમય લાગે તો, આ અંતર કાપવા માટે Cl_2 વાયુને કેટલો સમય લાગશે ?

(10) હવામાં કદથી N_2 નું પ્રમાણ 79%, O_2 નું પ્રમાણ 20% અને CO_2 નું પ્રમાણ 1% છે. જો હવાનું કુલ દબાણ 1 બાર હોય, તો હવામાંના દરેક વાયુનાં આંશિક દબાણ શોધો.

•

પ્રો. ત્રિભુવનદાસ ગજ્જર

પ્રો. ત્રિભુવનદાસ ગજ્જરનો જન્મ ગુજરાત રાજ્યના સુરત શહેરમાં 1863ના ઑગસ્ટ માસમાં થયો હતો. તેમના પિતા કલ્યાણદાસ મોટા શિલ્પી હતા. કૉલેજનું શિક્ષણ મેળવવા તે મુંબઈ ગયા હતા અને ત્યાં તેમને એલ્ફિન્સ્ટન કૉલેજમાં પ્રવેશ મેળવ્યો હતો. B.Sc. માં પ્રથમ વર્ગ મેળવ્યા બાદ તેમણે M.Sc. પણ કર્યું હતું. અભ્યાસ બાદ તે વડોદરામાં કલાભવનમાં રસાયણવિજ્ઞાનના અધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. અહીં તેમણે છાપકામ અને રંગાટીકામની પ્રયોગશાળા શરૂ કરી હતી. ત્યાર બાદ તે મુંબઈમાં આવી સ્થિર થયા.

1898માં મુંબઈના ફોર્ટ વિસ્તારના એસ્પ્લેનેડ રોડ ઉપર આવેલા મહારાણી વિક્ટોરિયાના પૂતળાના મુખ પર કોઈએ કાળો રંગ નાખીને રંગી નાખ્યું હતું. આ રંગ એટલો પાકો હતો કે ઘણી મહેનત કરવા છતાં તે નીકળી શક્યો નહિ. આ રંગ દૂર કરવા માટે સરકારે ઘણા રસાયણવિજ્ઞાનીઓને બોલાવ્યા હતા. પૂતળા પર ઘણા પ્રયોગો કરવામાં આવ્યા પણ તે રંગ દૂર થઈ શક્યો નહિ. છેવટે આ કાર્ય માટે યુરોપના વૈજ્ઞાનિકોને પણ બોલાવવામાં આવ્યા હતા, પણ તેઓ પણ સફળ રહ્યા નહિ. દેશમાં અને દેશની બહાર આ વાત બહુ ચર્ચાવા લાગી હતી. તે વખતે મુંબઈની વિલ્સન કૉલેજના રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રોફેસર ત્રિભુવનદાસ ગજ્જરે મુંબઈ મહાનગરપાલિકાને પત્ર લખી તે કામ પોતાને સોંપવા વિનંતી કરી. પરંતુ સરકારને અગાઉના વૈજ્ઞાનિકોના થયેલા અનુભવ પરથી ત્રિભુવનદાસને આ કામ સોંપવા યોગ્ય ન લાગ્યું. આથી ત્રિભુવનદાસે બીજી અરજી કરી. ત્યાર બાદ તેમણે એક ભાગ ઉપર રંગ દૂર કરવાની મંજૂરી આપી. ત્રિભુવનદાસે તેમની સૂઝ પ્રમાણે કામ શરૂ કર્યું. થોડી વારમાં જ વિક્ટોરિયાના પૂતળાના મુખ પરથી બધો જ રંગ દૂર થઈ ગયો. પરિણામે દેશના લોકો ત્રિભુવનદાસને માનથી જોવા લાગ્યા.

મુંબઈમાં ફાટી નીકળેલા પ્લેગને નાબૂદ કરવા માટે ત્રિભુવનદાસે સંશોધનના આધારે 'આયોડિન ટરક્લોરાઇડ' દવા શોધી તે ખૂબ જ અસરકારક નીવડી. સમાજે તેમનાં આ કાર્યોના વખાણ કર્યા. કેટલાક મિત્રોએ તેમને દવાની શોધ માટે પેટન્ટ લઈ કીર્તિ અને ધન કમાવવાની સલાહ આપી પણ દેશદાઝવાળા ત્રિભુવનદાસ તે વાતમાં આવ્યા નહિ. તેમને પ્લેગની આ દવા વિશ્વ સમક્ષ મૂકી હતી.

16 જુલાઈ, 1920ના દિવસે તેમનું અવસાન થયું.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર

"It is the only physical theory of universal content concerning which I am convinced that, within the framework of the applicablity of its basic concepts, it will never be overthrown."

- Albert Einstein

3.1 પ્રસ્તાવના

3.2 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પાયાના ખ્યાલો

3.2.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ

3.2.2 પ્રક્રમ

3.2.3 માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો

3.2.4 અવસ્થા-વિધેય

3.2.5 ઉષ્માગતિકીય પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ

3.2.6 આંતરિક ઊર્જા

3.2.7 એન્થાલ્પી

3.3 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો શૂન્ય નિયમ

3.4 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ

3.4.1 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ

3.4.2 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું ગાણિતીક સ્વરૂપ

3.4.3 કાર્ય અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ

3.4.4 એન્થાલ્પી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ

3.4.5 મોલ અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ

3.4.6 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની ઉપયોગિતા

3.4.7 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની મર્યાદાઓ

3.5 ઉષ્માક્ષમતા, વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા, મોલર ઉષ્માક્ષમતા

3.5.1 C_p અને C_v વચ્ચેનો સંબંધ

3.5.2 પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી, સર્જન એન્થાલ્પી, દહન એન્થાલ્પી

3.5.3 હેસનો અચળ ઉષ્મા-સંકલનનો નિયમ

3.6 આપમેળે થતી (સ્વયંભૂ) પ્રક્રિયાઓની મહત્ત્વની લાક્ષણિકતાઓ

3.7 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ

3.7.1 એન્ટ્રોપી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ

3.7.2 એન્ટ્રોપી ફેરફાર

3.7.3 આદર્શવાયુનું શૂન્યાવકાશમાં વિસ્તરણ અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર

3.7.4 મુક્ત ઊર્જા અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ

3.7.5 સંયોજનની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા

3.7.6 મુક્ત ઊર્જા અને સંતુલન અચળાંક

3.7.7 ગિબ્સની મુક્ત-ઊર્જા અને ઉપયોગી કાર્ય

3.7.8 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમની મર્યાદાઓ.

3.8 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ

3.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

સૂક્ષ્મ દષ્ટિએ જોતાં બધી જ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સમાન પ્રક્રિયા થતી હોય છે : (i) રાસાયણિક પ્રક્રિયા અનુભવતા પ્રક્રિયકોના અણુમાં રહેલા કેટલાક બંધ તૂટવાની પ્રક્રિયા અને (ii) નીપજના કેટલાક નવા બંધ-નિર્માણની પ્રક્રિયા. કોઈ પણ રાસાયણિક બંધ તોડવા માટે પ્રક્રિયકને ઊર્જા આપવી પડે છે અર્થાત્ રાસાયણિક બંધ તૂટવાની પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક છે. દા.ત.,

$$H_{2(g)} + \text{ઊર્જા} \rightarrow 2\dot{H}$$

$$Cl_{2(g)} + \text{ઊર્જા} \rightarrow 2\dot{Cl}$$

આથી વિરુદ્ધ બંધ-નિર્માણ થતાં ઊર્જા ઉત્પન્ન થાય છે. અર્થાત્ રાસાયણિક બંધ-નિર્માણની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે. દા.ત.,

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

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયા દરમિયાન રાસાયણિક બંધ તોડવા માટેની જરૂરી ઊર્જા અને બંધનિર્માણ થતાં ઉત્પન્ન થતી ઊર્જાનાં મૂલ્યો સમાન નહિ હોવાથી કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં કયાં તો ઊર્જાનું શોષણ થાય છે અથવા ઊર્જાનું ક્ષેપન થાય છે.

મિથેન જેવા બળતણનું જ્યારે દહન કરવામાં આવે છે ત્યારે તેમાંથી અમુક રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને અંતે તેના અણુમાંથી સંગ્રહ કરાયેલી રાસાયણિક ઊર્જા મુક્ત થાય છે. રાંધણગૅસ અથવા કોલસાના દહનથી તે ઊર્જા હવામાં ભળે, જ્યારે એન્જિનમાં બળતણનું દહન થાય ત્યારે તે રાસાયણિક ઊર્જાના ઉપયોગ દ્વારા યાંત્રિક કાર્ય થાય, ગૅલ્વેનિક કોષ જેવા સૂકાકોષ દ્વારા આવી જ રીતે વિદ્યુત ઊર્જા મેળવાય છે. આવી જ રીતે ઉર્જાનાં વિવિધ સ્વરૂપોમાં અમુક શરતો દ્વારા આંતરપ્રક્રિયાઓની મદદથી ઊર્જા મેળવાય. તેઓનું એક સ્વરૂપમાંથી બીજા સ્વરૂપમાં રૂપાંતર થઈ શકે. આ બધી ઊર્જાઓના સ્વરૂપમાં રૂપાંતરણ પામવાના અભ્યાસને ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર (થર્મોડાયનેમિક્સ) કહે છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમો ઊર્જાનાં રૂપાંતરણો સાથે સંકળાયેલા છે. તે સ્થૂળ (Macro) પ્રણાલીમાં સંકળાયેલા વિશાળ માત્રામાં આવેલા અણુઓ તેમજ સૂક્ષ્મ (Micro) પ્રણાલીમાં આવેલા જૂજ અણુઓ સાથે સંકળાયેલ છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર, પ્રક્રિયા કેવી રીતે અને કેટલા દરથી થાય છે, તેની સાથે સંબંધિત નથી. આમ ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર એ રાસાયણિક ગતિકીના અભ્યાસથી સ્વતંત્ર છે. તે પ્રણાલીની પ્રારંભિક અવસ્થા અને અંતિમ અવસ્થામાં થતાં ઊર્જાના રૂપાંતરણ પર આધારિત છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમો જ્યારે એક સમતુલિત અવસ્થામાંથી બીજી સમતુલિત અવસ્થામાં પરિણમે તેના પર ઉપયોગી બને છે. તાપમાન, દબાણ જેવાં સ્થૂળ પરિબળો જે સમય સાથે સમતુલિત પ્રણાલી બદલી શકતાં નથી. આ એકમમાં આપણે ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર દ્વારા કેટલાક અગત્યના પ્રશ્નોના ઉત્તરો મેળવવાના પ્રયત્ન કરીશું.

રસાયણવિજ્ઞાનમાં નીચેના બે પ્રશ્નોના ઉત્તર મેળવવાનું કાર્ય ખૂબ જ મહત્ત્વનું છે :

(i) કોઈ પદાર્થો વચ્ચે નિયત સંજોગોમાં પ્રક્રિયા થશે કે નહિ ?

(ii) જો તે પદાર્થો વચ્ચે પ્રક્રિયા શક્ય હોય, તો તે કેટલા પ્રમાણમાં થશે ?

આ બે પ્રશ્નોના ઉત્તર જો સૈદ્ધાંતિક રીતે મળી શકે તો રસાયણવિજ્ઞાનનું કાર્ય ખૂબ જ સરળ થાય. આપણે જાણીએ છીએ કે ગ્રેફાઇટ અને હીરો બંને કાર્બનનાં અપરરૂપો છે. શું ગ્રેફાઇટનું હીરામાં રૂપાંતર થઈ શકે ? આ પ્રશ્નનો ઉત્તર પ્રથમ સૈદ્ધાંતિક રીતે તપાસતાં હકારમાં મળ્યો, આથી વૈજ્ઞાનિકોને ગ્રેફાઇટનું હીરામાં રૂપાંતર કરવાની પ્રેરણા મળી અને હવે તો ગ્રેફાઇટનું હીરામાં રૂપાંતર કરીને કૃત્રિમ હીરાનું ઉત્પાદન પણ કરવામાં આવે છે. જે વિજ્ઞાન રાસાયણિક પ્રશ્નોના ઉત્તર આપી શકે, તેને રાસાયણિક ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

રાસાયણિક ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં ભૌતિક અને રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ સાથે સંકળાયેલી ઊર્જાના ફેરફારનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે. આ સમગ્ર અભ્યાસ મુખ્યત્વે ચાર પાયાના નિયમો પર આધારિત છે. આ ચાર નિયમોને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના શૂન્ય, પ્રથમ, બીજા અને ત્રીજા નિયમ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. આ નિયમો પ્રાપ્ય પ્રાયોગિક પરિણામોને આધારે મેળવેલાં તારણો છે. આ નિયમોમાં અપવાદરૂપ હોય તેવી કોઈ જ રાસાયણિક પ્રક્રિયા હજુ સુધી જોવા મળી નથી. અહીં આપણે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમોનો અભ્યાસ કરીએ તે પહેલાં તેની પૂર્વભૂમિકાની સમજણ મેળવવી જરૂરી છે.

3.2 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પાયાના ખ્યાલો (Basic Concepts of Thermodynamics)

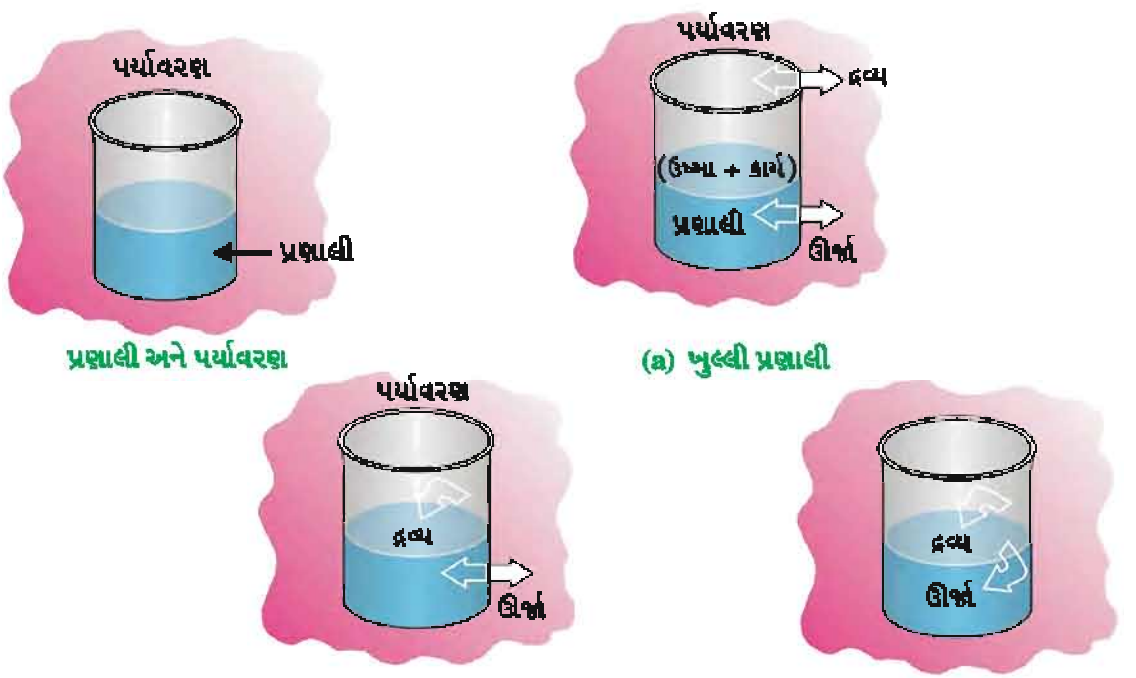
આપણે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ અને ઊર્જાના વિનિમયમાં રસ ધરાવીએ છીએ. તેના માટે આપણે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પાયાના ખ્યાલો વિશે જાણકારી મેળવી તેની ચર્ચા કરીએ.

3.2.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ (System and Surrounding) : વિશ્વનો એક અતિસૂક્ષ્મ ભાગ કે જે વિશ્વના બાકીના ભાગથી ચોક્કસ હદ રેખાથી અલગ થયેલો હોય અને જેના પર બાહ્ય ફેરફારો દ્વારા પ્રયોગો કરી અવલોકનની નોંધ કરવામાં આવતી હોય, તેને પ્રણાલી કહે છે. વિશ્વના પ્રણાલી સિવાયના બાકીના ભાગને પર્યાવરણ કહેવાય. પર્યાવરણ એટલે પ્રણાલી સિવાયનો વિશ્વનો સમગ્ર ભાગ. પ્રણાલી અને પર્યાવરણ એકઠાં થઈ વિશ્વની રચના કરે છે. જેમકે, ધોવાના સોડા (Na_2CO_3) પર હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ (HCl)ની અસર થાય છે કે નહિ તે સમજવા આપણે એક કસનળીમાં થોડોક ધોવાના સોડા લઈ તેના પર હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડનાં થોડાં ટીપાં નાખતાં કસનળીમાં કોઈ પ્રક્રિયા થાય છે કે કેમ તેનું અવલોકન કરીએ છીએ. અહીં ધોવાના સોડા અને હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડનું મિશ્રણ પ્રણાલી છે કસનળીનો પ્રણાલીમાં સમાવેશ થતો નથી. કસનળી એ પ્રણાલીની હદરેખા છે, જ્યારે તે સિવાયનું વિશ્વ પ્રણાલીના સંપર્કમાં રહેલ પ્રણાલીનું પર્યાવરણ છે.

પ્રણાલીના પ્રકાર : પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઊર્જા અને દ્રવ્યની આપ-લે થાય છે કે નહિ તેને આધારે પ્રણાલીના ત્રણ પ્રકાર પડે છે : (i) ખુલ્લી પ્રણાલી (ii) બંધ પ્રણાલી (iii) નિરાળી પ્રણાલી

(i) ખુલ્લી પ્રણાલી : જે પ્રણાલીમાંથી ઊર્જા અને દ્રવ્ય આપમેળે પર્યાવરણમાં જઈ શકે અથવા પર્યાવરણમાંથી આપમેળે પ્રણાલીમાં પ્રવેશી શકે, તેને ખુલ્લી પ્રણાલી કહે છે. જેમકે ખુલ્લા પાત્રમાં બરફનો ટુકડો મૂકીએ, તો તે વાતાવરણમાંથી આપમેળે ઉષ્મા મેળવે છે અને પીગળે છે. રકાબીમાં રાખેલા પાણીના બાષ્પીભવનથી ઉત્પન્ન થતી વરાળ વાતાવરણમાં પ્રવેશે છે. આથી ખુલ્લા પાત્રમાં મૂકેલો બરફનો ટુકડો, રકાબીમાંનું પાણી ખુલ્લી પ્રણાલી છે. તે જ રીતે બર્નરની જ્યોત એ ખુલ્લી પ્રણાલીનું ઉદાહરણ છે.

(ii) બંધ પ્રણાલી : જે પ્રણાલી પર્યાવરણ સાથે ઊર્જાની આપ-લે આપમેળે કરી શકે, પરંતુ દ્રવ્યની આપ-લે આપમેળે કરી શકતી નથી, તેને બંધ પ્રણાલી કહે છે.



પ્રણાલી અને પર્યાવરણ (a) ખુલ્લી પ્રણાલી (b) બંધ પ્રણાલી (c) નિરાળી પ્રણાલી

જેમકે બૂચ વડે બંધ કરેલી શીશીમાં ભરેલું ગરમ કે ઠંડું પાણી. આ પ્રણાલી જે પાત્રમાં હોય તે પાત્ર ઊર્જાવાહક હોવું જરૂરી છે. ગૃહવપરાશમાં વપરાતું કુકર બંધ પ્રણાલી છે.

(iii) નિરાળી પ્રણાલી : જે પ્રણાલી ઊર્જા અને દ્રવ્યની આપ-લે આપમેળે પર્યાવરણમાં કરી શકતી નથી તેને નિરાળી પ્રણાલી કહે છે. ખરેખર તો નિરાળી પ્રણાલીનું નિર્માણ શક્ય નથી, પરંતુ ખૂબ જ સારી કક્ષાનું થરમોસ ફ્લાસ્ક નિરાળી પ્રણાલીનું ઉદાહરણ છે. સારી કક્ષાના થરમોસ ફ્લાસ્કમાં મૂકેલી ગરમ ચા જે-તે સમયે તેનું ઉદાહરણ પૂરું પાડે છે; પરંતુ થોડા સમય બાદ બંધ પ્રણાલીનું ઉદાહરણ પૂરું પાડે છે. આથી જ નિરાળી પ્રણાલીનું કોઈ આદર્શ ઉદાહરણ નથી.

3.2.2 પ્રક્રમ (Process) : પ્રણાલીનું એક અવસ્થામાંથી બીજી અવસ્થામાં થતું પરિવર્તન પ્રક્રમ કહેવાય છે. આ પરિવર્તન દરમિયાન **જો પ્રણાલીનું તાપમાન બદલાતું ના હોય એટલે કે તાપમાન અચળ રહેતું હોય તો તે પ્રક્રમને સમતાપી પ્રક્રમ (Isothermal Process) કહે છે.** પ્રણાલી જ્યારે આ પ્રકારનો ફેરફાર અનુભવે ત્યારે તાપમાન અચળ રાખવા માટે કાં તો પ્રણાલી પર્યાવરણમાંથી ઊર્જા મેળવે છે અથવા પર્યાવરણને ઊર્જા આપે છે.

જો પ્રણાલીમાં થતા ફેરફાર દરમિયાન પ્રણાલી ઉષ્મા ગુમાવે પણ નહિ અને ઉષ્મા મેળવે પણ નહિ, તો તે પ્રક્રમને સમોષ્મી પ્રક્રમ (Adiabatic Process) કહે છે.

જો પ્રણાલી વાયુરૂપ દ્રવ્યો ધરાવતી હોય અને પ્રણાલીમાં થતા ફેરફાર દરમિયાન પ્રણાલીનું દબાણ અચળ રહેતું હોય, તો તે પ્રક્રમને સમદાબી પ્રક્રમ (Isobaric Process) કહે છે.

3.2.3 માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો (Extensive and Intensive Properties) : પદાર્થોના કેટલાક ગુણધર્મો દ્રવ્યના જથ્થા પર આધાર રાખે છે. આ ગુણધર્મોને પદાર્થના **માત્રાત્મક (Extensive) ગુણધર્મો કહે છે.** પદાર્થનું દ્રવ્યમાન, કદ, સર્જન એન્થાલ્પી, એન્ટ્રોપી, મુક્ત ઊર્જા, ઉત્કલનબિંદુમાં વધારો, ઠારબિંદુમાં ઘટાડો

વગેરે આ પ્રકારના ગુણધર્મો છે. સામાન્ય રીતે આ ગુણધર્મો પ્રતિ મોલ (મોલ$^{-1}$) એકમમાં દર્શાવાય છે.

પદાર્થોના જે ગુણધર્મો દ્રવ્યના જથ્થા પર આધાર રાખતા નથી, પરંતુ પદાર્થના બંધારણ પર આધાર રાખે છે, તેને **વિશિષ્ટ (Intensive) ગુણધર્મો કહે છે.** ઘન પદાર્થનું ગલનબિંદુ, ઘનતા, પ્રવાહી પદાર્થનું ઉત્કલનબિંદુ, વહનશીલતા, વક્રીભવન વગેરે આ પ્રકારના ગુણધર્મો છે. આમ, પ્રવાહીનું ઉત્કલનબિંદુ વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે, જ્યારે તેના ઉત્કલનબિંદુમાં થતો વધારો માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે. તે જ રીતે પદાર્થનું ઠારબિંદુ વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે, જ્યારે ઠારબિંદુમાં થતો ઘટાડો માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે.

3.2.4 અવસ્થા-વિધેય (State Function) : **પ્રણાલીના ગુણધર્મોનાં જે મૂલ્યો ફક્ત પ્રણાલીની અવસ્થા પર આધાર રાખે છે, પરંતુ તે અવસ્થા પ્રાપ્ત કરવા માટેની પદ્ધતિ પર આધાર રાખતાં નથી, તેને અવસ્થા-વિધેય કહે છે.** જેમકે m દ્રવ્યમાન ધરાવતા પદાર્થને h ઊંચાઈએ લઈ જવા માટે વિવિધ પદ્ધતિઓ હોઈ શકે, પરંતુ તે ઊંચાઈએ તેની સ્થિતિજ-ઊર્જાનું મૂલ્ય mgh નિશ્ચિત હોય છે. આમ, સ્થિતિજ-ઊર્જા પદાર્થનું અવસ્થા-વિધેય છે.

આ જ પ્રમાણે કોઈ પણ 1 મોલ આદર્શવાયુ 273 K તાપમાને અને 1 વાતાવરણ (બાર) દબાણે 22.4 લિટર કદ ધરાવે છે. પરંતુ કદનો આધાર 273 K તાપમાન અને 1 બાર દબાણ લાવતાં પહેલાં જે-તે પદાર્થની કઈ સ્થિતિમાં હતો, તેના પર રહેતો નથી. આમ, નિયત તાપમાન અને દબાણે વાયુના નિશ્ચિત જથ્થાનું કદ વાયુનું અવસ્થા-વિધેય છે. આ પ્રકારનાં અન્ય અવસ્થા - વિધેયો (i) પદાર્થની આંતરિક ઊર્જા (ii) પદાર્થની એન્થાલ્પી (iii) પદાર્થની એન્ટ્રોપી (iv) પદાર્થની મુક્ત ઊર્જા વગેરે છે.

3.2.5 ઉષ્માગતિકીય પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ (Thermodynamically Reversible Process) : જો પ્રણાલીની અવસ્થા ખૂબ ધીમા વેગથી બદલાતી હોય, તો પ્રણાલીના કેટલાંક વિધેયનાં મૂલ્યો વચ્ચેનો તફાવત અતિ અલ્પ હોય છે. આ પ્રકારનો પ્રક્રમ ઉષ્માગતિકીય પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ (Thermodynamically Reversible Process) તરીકે ઓળખાય છે. આ પ્રકારના પ્રક્રમમાં પ્રત્યેક સૂક્ષ્મ તબક્કે પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે સંતુલન સ્થપાયેલું હોય છે.

3.2.6 આંતરિક ઊર્જા (U) (Internal Energy) : **દરેક પદાર્થમાં તેના દ્રવ્યને આધારે તેમજ તેના લાક્ષણિક બંધારણને આધારે ચોક્કસ ઊર્જા સમાયેલી હોય છે, જેને આંતરિક ઊર્જા (U) કહે છે.** આ ઊર્જા ગતિજ-ઊર્જા અને સ્થિતિજ-ઊર્જા સ્વરૂપે સંગ્રહાયેલી હોય છે. પદાર્થના ઘટકકણોને રેખીય, ભ્રમણ અને આંદોલન ગતિ હોઈ શકે છે. વધુમાં તેમાંના ઇલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્ર પણ વિવિધ પ્રકારની ગતિ ધરાવે છે. આથી પદાર્થ ગતિ-ઊર્જા ધરાવે છે. તદ્ઉપરાંત પદાર્થના ઘટકકણો વચ્ચે આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ-બળો કાર્યરત હોય છે. તે જ પ્રમાણે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ, કેન્દ્ર-કેન્દ્ર વચ્ચે અપાકર્ષણ અને ઇલેક્ટ્રોન-કેન્દ્ર વચ્ચે આકર્ષણબળો હોવાથી પદાર્થ સ્થિતિજ-ઊર્જા ધરાવે છે. વધુમાં કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોન પણ આકર્ષણ બળ અનુભવે છે. $E = mc^2$ (જેમાં m = દ્રવ્યના જથ્થામાં થતો ઘટાડો, c = પ્રકાશનો ગતિ) સમીકરણ અનુસાર દ્રવ્ય પોતે ઊર્જાનું એક સ્વરૂપ છે. આથી જો દ્રવ્યની ઊર્જાનું ઉષ્મા સ્વરૂપમાં રૂપાંતરણ કરવામાં આવે, તો ઉષ્માનો પ્રચંડ જથ્થો પ્રાપ્ત થાય છે. આમ, પદાર્થમાંથી પ્રાપ્ત થતી ઊર્જાના કુલ જથ્થાને પદાર્થની આંતરિક ઊર્જા (U) કહે છે.

કોઈ પણ દ્રવ્યની આંતરિક ઊર્જાનું મૂલ્ય તાપમાન પર આધારિત હોય છે. પદાર્થની ભૌતિક સ્થિતિ બદલાય તો તેમાં રહેલી આંતરિક ઊર્જા પણ બદલાય છે. આંતરિક ઊર્જાનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય પ્રયોગ દરમિયાન બદલાતું હોવાથી તે મૂલ્યને માપી શકાતું નથી પરંતુ આંતરિક ઊર્જાના ફેરફારનું મૂલ્ય પ્રયોગો દ્વારા ચોકસાઈથી માપી શકાય છે.

કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન દ્રવ્યનો જથ્થો અચળ રહે છે. જોકે પ્રક્રિયા દરમિયાન પદાર્થોમાં પરિવર્તન થતું હોવાથી તેમની લાક્ષણિકતામાં ફેરફાર થાય છે. પરિણામે પ્રક્રિયકોની આંતરિક ઊર્જા (U_r) અને નીપજોની આંતરિક ઊર્જા (U_p) કરતાં જુદી હોય છે. નીપજોની આંતરિક ઊર્જા અને પ્રક્રિયકોની આંતરિક ઊર્જાના તફાવત જેટલી ઊર્જા ઉષ્મા સ્વરૂપે મુક્ત થાય છે અથવા શોષાય છે. તેને આંતરિક ઊર્જા-ફેરફાર (ΔU) તરીકે દર્શાવાય છે.

કોઈ પણ પ્રક્રિયા દરમિયાન દ્રવ્યના કદમાં ફેરફાર થાય, તો કાર્યશક્તિમાં પણ ફેરફાર થાય છે. આથી જો રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં આંતરિક ઊર્જાના ફેરફારથી ઉત્પન્ન થતી ઉષ્મા માપવી હોય, તો દ્રવ્યનું કદ અચળ રાખીને પ્રક્રિયા કરવી જોઈએ. કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા જ્યારે અચળ કદે કરવામાં આવે છે, ત્યારે થતો ઉષ્માનો ફેરફાર (q_v), નીપજની આંતરિક ઊર્જા અને પ્રક્રિયકની આંતરિક ઊર્જાના તફાવત (ΔU) જેટલો હોય છે.

$$q_v = U_p - U_r = \Delta U$$

આમ, આંતરિક ઊર્જા તફાવત અચળ કદે થતો ઉષ્માનો ફેરફાર છે.

3.2.7 એન્થાલ્પી (H) (Enthalpy) : પદાર્થની આંતરિક ઊર્જા (U) તથા તેનું કદ (V) અને દબાણ (P) ના ગુણાકારથી મળતી કાર્ય-ઊર્જાના કુલ જથ્થાને એન્થાલ્પી (H) કહે છે. એટલે કે

$$H = U + PV$$

જો કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા ખુલ્લા પાત્રમાં કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયાપ્રણાલી વાતાવરણ સાથે સીધા સંપર્કમાં હોવાથી તેના પર અચળ વાતાવરણનું દબાણ લાગુ પડે છે. આમ, કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા જ્યારે અચળ દબાણે કરવામાં આવે છે, ત્યારે થતા ઊર્જાના ફેરફારને એન્થાલ્પી-ફેરફાર (ΔH) કહે છે.

$$q_p = H_p - H_r = \Delta H$$

જ્યાં H_p એ નીપજોની કુલ એન્થાલ્પી અને

H_r એ પ્રક્રિયકોની કુલ એન્થાલ્પી છે.

આમ, એન્થાલ્પી-ફેરફાર અચળ દબાણે ઉષ્માનો ફેરફાર છે.

3.3 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો શૂન્ય નિયમ (Zeroth Law of Thermodynamics)

જ્યારે જુદાં-જુદાં તાપમાન ધરાવતા બે ઉષ્માવાહક પદાર્થો એકબીજાના સંપર્કમાં આવે ત્યારે ઊંચા તાપમાન ધરાવતા પદાર્થમાંથી નીચા તાપમાન ધરાવતા પદાર્થમાં ઉષ્માનું આપમેળે વહન થાય છે. ઉષ્માનું આ વહન બંને પદાર્થોનું તાપમાન સમાન થાય ત્યાં સુધી થતું રહે છે. બંને પદાર્થોનું તાપમાન સમાન થતાં ઉષ્માનું વહન એકબીજામાં થતું નથી. આ સ્થિતિને **ઉષ્મીય સંતુલન કહે છે.** આમ, કોઈ પણ બે ઉષ્માવાહક (diathermic) પદાર્થો વચ્ચે તાપમાનની ઉષ્મીય સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થવાની વિધિને **ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો શૂન્ય નિયમ કહે છે.**

જ્યારે કોઈ વ્યક્તિને તાવ આવે છે, ત્યારે શરીરનું તાપમાન તાપમાપક (થર્મોમીટર) વડે માપવામાં આવે છે. થર્મોમીટર તે વ્યક્તિના સંપર્કમાં આવે છે, ત્યારે શરીરમાંની ઉષ્મા થર્મોમીટરમાંના પારામાં દાખલ થાય છે અને પારાનું કદ વધે છે. જ્યારે શરીરનું તાપમાન અને થર્મોમીટરના પારાનું તાપમાન સમાન થાય છે, ત્યારે પારાના કદમાં વધારો થતો અટકી જાય છે. આથી એમ કહી શકાય કે શરીરનું તાપમાન અને થર્મોમીટરમાંના પારાનું તાપમાન સમાન થયું છે. આ સ્થિતિને ઉષ્મીય સંતુલન કહે છે. થર્મોમીટર પરના આંક પરથી વ્યક્તિના તાવનું માપ જાણી શકાય છે.

3.4 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ (First Law of Thermodynamics)

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ વાસ્તવમાં ઊર્જા-સંચયનો નિયમ છે, આ નિયમ જુદા-જુદા સ્વરૂપે દર્શાવાય છે. **(i) વિશ્વમાં રહેલી ઊર્જાનો કુલ જથ્થો નિયત હોય છે. (ii) ઊર્જાનું સર્જન કે વિનાશ શક્ય નથી, પરંતુ ઊર્જાનું એક સ્વરૂપમાંથી બીજા સ્વરૂપમાં રૂપાંતર થાય છે.**

પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જામાં બે રીતે ફેરફાર થઈ શકે છે. (i) પ્રણાલીમાં ઉષ્મા ઉમેરીને અથવા પ્રણાલીમાંથી ઉષ્મા દૂર કરીને અને (ii) પ્રણાલી પર કાર્ય કરવાથી અથવા પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થવાથી.

અહીં એક તરફ ઉષ્મા અને કાર્ય છે, જ્યારે બીજી તરફ ઊર્જા. આમ, બે વચ્ચેનો મહત્ત્વનો તફાવત સમજવો જરૂરી છે.

ઉષ્મા અને કાર્ય પ્રક્રમનો નિર્દેશ કરે છે, જે અવસ્થા વિધેય નથી. જ્યારે ઊર્જા, પ્રણાલીની કોઈ એક સંતુલન સ્થિતિ સાથે સંકળાયેલો ગુણધર્મ છે, જે અવસ્થા-વિધેય છે.

3.4.1 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ (Symbolic equation of the First Law of Theromodynamics) : ધારો કે કોઈ પણ એક પ્રણાલીની એક નિશ્ચિત સંતુલન-સ્થિતિમાં આંતરિક ઊર્જા U_1 છે. જો આ પ્રણાલી-પ્રક્રિયા અનુભવી આંતરિક ઊર્જા U_2 ધરાવતી નવી સંતુલન-સ્થિતિ પ્રાપ્ત કરે, તો આ પ્રક્રિયા દરમિયાન પ્રણાલીએ મેળવેલી અથવા ગુમાવેલી ઉષ્મા q છે. હવે જો પ્રણાલી પર થયેલું કાર્ય (W) અથવા પ્રણાલી દ્વારા થયેલું કાર્ય (W) હોય, તો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમ અનુસાર

$U_2 = U_1 + q + W$ અર્થાત્

$U_2 - U_1 = q + W$ થશે.

હવે આંતરિક ઊર્જાનો ફેરફાર

$U_2 - U_1 = \Delta U$ મૂકતાં

$$\Delta U = q + W$$

આ સમીકરણ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ છે.

3.4.2 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું ગાણિતીય સ્વરૂપ (Mathematical form of the first Law of Thermodynamics) : ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમના સંજ્ઞારૂપના સમીકરણમાં જ્યારે ગણતરી માટે ઉપયોગ કરવામાં આવે છે, ત્યારે સામાન્ય રીતે q અને W સાથે ગાણિતીય ચિહ્નો (+) અને (–) જોડવામાં આવે છે.

(i) જો પ્રણાલી પ્રક્રમ દરમિયાન ઉષ્મા ગુમાવતી હોય તો qનું મૂલ્ય ઋણ (–) હોય છે. અર્થાત ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે qનું મૂલ્ય હંમેશાં ઋણ (–) હોય છે.

(ii) જો પ્રણાલી પ્રક્રમ દરમિયાન ઉષ્મા મેળવતી હોય તો qનું મૂલ્ય ધન (+) હોય છે. અર્થાત્ ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા માટે q નું મૂલ્ય હંમેશાં ધન (+) હોય છે.

(iii) જો પ્રણાલી પર કાર્ય કરવામાં આવતું હોય, તો W નું મૂલ્ય હંમેશાં ધન (+) હોય છે.

(iv) જો પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થતું હોય, તો Wનું મૂલ્ય હંમેશા ઋણ (–) હોય છે.

જો કોઈ પ્રક્રમ દરમિયાન પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જા અચળ રહેતી હોય, તો $\Delta U = 0$ થાય છે. એટલે કે $q + W = 0$ અથવા $q = -W$ થાય છે, જે દર્શાવે છે કે પ્રક્રમ દરમિયાન પ્રણાલીએ શોષેલી બધી જ ઉષ્મા કાર્યમાં વપરાઈ જાય છે.

પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જા અવસ્થા-વિધેય હોવાથી, જો પ્રણાલી એક અવસ્થામાંથી બીજી અવસ્થામાં જવા માટે કોઈ પણ માર્ગ અપનાવે, તોપણ ΔUનું મૂલ્ય બદલાતું નથી. પરંતુ q અને W અવસ્થા-વિધેય નહિ હોવાથી તેનાં મૂલ્યો પ્રણાલીનું એક અવસ્થામાંથી બીજી અવસ્થામાં કેવી રીતે પરિવર્તન થાય છે, તેના પર આધાર રાખે છે.

દાખલો 1 : એક પ્રણાલી પર્યાવરણમાંથી 224 જૂલ ઉષ્મા મેળવી 156 જૂલ જેટલું કાર્ય કરે છે, તો આંતરિક ઊર્જામાં થતા ફેરફારની ગણતરી કરો.

ઉકેલ :

પ્રણાલી ઉષ્મા મેળવે છે $\therefore q = 224$ જૂલ

પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થાય છે. $\therefore W = -156$ જૂલ

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમ અનુસાર

$\Delta U = q + W$

$\Delta U = 224 - 156$

$\Delta U = 68$ જૂલ

3.4.3 કાર્ય અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ (Work and the First Law of Thermodynamics) :

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની પ્રયુક્તિઓ સમજતાં પહેલા કાર્ય અંગે વધુ જાણકારી મેળવવી જરૂરી છે. કાર્ય થયેલું ક્યારે કહેવાય ? કોઈ એક પદાર્થ પર બળ લગાડતાં જે બિંદુએ લાગુ પડતું હોય તે બિંદુ બળની દિશામાં ખસે, તો કાર્ય થયેલું કહેવાય છે.

રાસાયણવિજ્ઞાનમાં મુખ્યત્વે બે પ્રકારનાં કાર્યો થતાં જોવા મળે છે : (i) વિદ્યુતકાર્ય (Electrical work) (ii) યાંત્રિકીય કાર્ય (Mechanical work)

જે પ્રણાલીઓમાં આયનો વચ્ચે પ્રક્રિયા થતી હોય તેમાં વિદ્યુતીય કાર્ય મહત્ત્વનું છે. જે પ્રણાલીઓમાં પ્રક્રિયા થતાં લાગુ પડેલા બાહ્ય દબાણની ઉપસ્થિતિમાં કદનો ફેરફાર થતો હોય તેમાં યાંત્રિકીય કાર્ય મહત્ત્વનું છે. જે પ્રણાલીઓ વાયુ અવસ્થા ધરાવે છે તેમાં મુખ્યત્વે યાંત્રિકીય કાર્ય ખૂબ મહત્ત્વનું છે. જો રાસાયણિક પ્રક્રિયા સાથે વાયુરૂપ પદાર્થો સંકળાયેલા હોય તો અચળ બાહ્ય દબાણ હેઠળ થતી મોટા ભાગની પ્રક્રિયામાં કદનો ફેરફાર થતો હોય છે. જો આ પ્રકારની પ્રણાલીનું કદ પ્રક્રિયામાં થતાં વધતું હોય, તો પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થાય છે. પરંતુ જો કદ ઘટતું હોય, તો પ્રણાલી પર કાર્ય થાય છે.

જો પ્રણાલીનું પ્રારંભિક કદ V_1 અને અંતિમ કદ V_2 હોય અને પ્રણાલી પર લાગુ પડેલું બાહ્ય દબાણ P અચળ હોય, તો કદના ફેરફારને કારણે પ્રણાલી વડે થયેલું કાર્ય W નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવી શકાય છે.

$$W = P(V_2 - V_1)$$
$$= P\Delta V$$

આથી જો પ્રક્રિયા દરમિયાન ફક્ત PV પ્રકારનું કાર્ય થતું હોય, તો $q = q_p$ થશે અને જો પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થતું હોય, તો

$W = -P\Delta V$ થશે.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમના સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ

$\Delta U = q + W$ મુજબ

$\Delta U = q - P\Delta V$

પરંતુ જો રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન પ્રણાલીના કદમાં ફેરફાર ન થતો હોય તો $\Delta V = 0$ થવાથી $\Delta U = q_v$ થશે. આમ, અચળ કદે થતી પ્રક્રિયાઓમાં પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જામાં થતાં ફેરફારનું મૂલ્ય પ્રણાલીએ અચળ કદે મેળવેલી અથવા ગુમાવેલી ઉષ્માના મૂલ્ય સમાન હોય છે.

દાખલો 2 : એક બાર દબાણે એક વાયુનું કદ 0.6 લિટર હતું જો આ વાયુ 122 જૂલ ઉષ્મા મેળવે તો એક બાર દબાણે તેનું કદ 2 લિટર થાય છે. તો તેની આંતરિક ઊર્જાની ગણતરી કરો. (1 લિટર બાર = 101.32 જૂલ)

ઉકેલ : દબાણ P = 1 બાર

શરૂઆતના વાયુનું કદ $V_1 = 0.6$ લિટર

અંતિમ વાયુનું કદ $V_2 = 2$ લિટર

$\Delta V = V_2 - V_1$

$= 2.0 - 0.6 = 1.4$ લિટર

હવે, $W = P\Delta V$

$W = 1 \times 1.4 = 1.4$ લિટર બાર

પરંતુ 1 લિટર બાર = 101.32 જૂલ

$\therefore W = 1.4 \times 101.32 = 141.85$ જૂલ

અહીં પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થાય છે.

$\therefore W = -141.85$ જૂલ

પ્રણાલીએ મેળવેલી ઉષ્મા $q = 122$ જૂલ

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમ અનુસાર

$\Delta U = q + W$ મુજબ

$= 122 - 141.85 = -19.85$ જૂલ

3.4.4 એન્થાલ્પી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ (Enthalpy and First Law of Thermodynamics) : સામાન્ય રીતે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ ખુલ્લા પાત્રમાં અચળ દબાણ હેઠળ થતી હોય છે. આ પ્રકારના પ્રક્રમોમાં થતા ઊર્જાના ફેરફાર માટે એક નવી, અવસ્થા-વિધેયની વ્યાખ્યા કરવામાં આવી છે. આ નવી અવસ્થા-વિધેયને પ્રણાલીની એન્થાલ્પી (H) કહે છે. એન્થાલ્પી (H) અને આંતરિક ઊર્જા (U) વચ્ચેનો સંબંધ નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવાય છે :

$$H = U + PV$$

આથી જો પ્રણાલીની અવસ્થા બદલાય તો તેની એન્થાલ્પીમાં થતો ફેરફાર ΔH નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવાય છે :

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

$$= \Delta U + P\Delta V + V\Delta P$$

હવે જો પ્રક્રિયા અચળ દબાણે થતી હોય, તો $\Delta P = 0$ થવાથી

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

પરંતુ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમના સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ $\Delta U = q + W$ મુજબ જો પ્રક્રિયા અચળ દબાણે થતી હોય, તો પ્રણાલી દ્વારા થતું કાર્ય ફક્ત PV પ્રકારનું થવાથી $q = q_p$ અને $W = -P\Delta V$ થશે.

$$\therefore \Delta U = q_p - P\Delta V$$

આથી સમીકરણ $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ નીચે મુજબ થશે.

$$\Delta H = (q_p - P\Delta V) + P\Delta V$$

$$\therefore \Delta H = q_p$$

આમ, અચળ દબાણે થતી પ્રક્રિયાઓમાં પ્રણાલીની એન્થાલ્પીમાં થતાં ફેરફારનું મૂલ્ય પ્રણાલીએ અચળ દબાણે મેળવેલી અથવા ગુમાવેલી ઉષ્માના મૂલ્ય સમાન હોય છે.

આથી ફલિત થાય છે કે નિયત દબાણે અને નિયત તાપમાને દરેક પદાર્થની એન્થાલ્પી નિયત હોય છે.

પ્રક્રિયા	આંતરિક ઊર્જાનો ફેરફાર	એન્થાલ્પીનો ફેરફાર
ઉષ્માક્ષેપક	$\Delta U = -ve$	$\Delta H = -ve$
ઉષ્માશોષક	$\Delta U = +ve$	$\Delta H = +ve$

3.4.5 મોલ અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ (Mole and First Law of Thermodynamics) : જો રાસાયણિક પ્રક્રિયાને કારણે વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા બદલાતી હોય અને પ્રક્રિયા અચળ દબાણે અને અચળ તાપમાને થતી હોય, તો પ્રણાલીનું કદ પણ બદલાય છે.

ધારો કે વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના n_1 મોલ ધરાવતી પ્રણાલીનું દબાણ P અને અચળ તાપમાન T હેઠળ કદ V_1 છે. હવે જો અચળ દબાણ અને અચળ તાપમાન હેઠળ પ્રક્રિયા થતાં વાયુરૂપ નીપજોના મોલની સંખ્યા n_2 થતાં કદ બદલાઈને V_2 થતું હોય તો આદર્શવાયુ સમીકરણ

$PV = nRT$ અનુસાર

$PV_1 = n_1RT$ અને $PV_2 = n_2RT$ અને

$$PV_2 - PV_1 = n_2RT - n_1RT$$

$$P(V_2 - V_1) = (n_2 - n_1) RT$$

$$P\Delta V = \Delta n_g RT$$

અહીં Δn_g વાયુરૂપ નીપજોના મોલની સંખ્યા અને વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા વચ્ચેનો તફાવત દર્શાવે છે. હવે આંતરિક ઊર્જા-તફાવત અને એન્થાલ્પી-તફાવતનો સંબંધ દર્શાવતાં સમીકરણ

$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$ મુજબ

$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$ અથવા

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$$

જો વાયુરૂપ નીપજોના મોલની સંખ્યા અને વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા સમાન હોય તો તફાવત શૂન્ય થશે. $\Delta n_g = 0$ હોય, તો $\Delta H = \Delta U$ થશે.

જો વાયુરૂપ નીપજોના મોલની સંખ્યા કરતાં વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા વધારે હશે, તો $\Delta n_g < 0$. આથી, $\Delta H < \Delta U$ થશે.

જો વાયુરૂપ નીપજોના મોલની સંખ્યા કરતાં વાયુરૂપ પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા ઓછી હશે, તો $\Delta n_g > 0$, આથી $\Delta H > \Delta U$ થશે.

જો $\Delta n_g \neq 0$ હોય, તો $\Delta H \neq \Delta U$

દાખલો 3 : બરફ અને પાણીના 273 K તાપમાને વિશિષ્ટ કદ અનુક્રમે 1.089 અને 1.0 મિલિ ગ્રામ$^{-1}$ છે. 273 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણે બરફની આણ્વિય ગલનઉષ્મા 6.025 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. જો 273 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણે 90 ગ્રામ બરફ પીગળીને તે જ તાપમાન ધરાવતું પાણી બને, તો તે પ્રક્રમ માટે ΔH અને ΔUનાં મૂલ્યોની ગણતરી કરો. (1 લિટર બાર = 101.32 જૂલ)

ઉકેલ :

$$\text{બરફના મોલ} = \frac{\text{બરફનું વજન}}{\text{બરફનું આણ્વિય દળ}}$$

$$= \frac{90 \text{ ગ્રામ}}{18 \text{ ગ્રામ મોલ}^{-1}} = 5 \text{ મોલ}$$

પ્રમાણિત દબાણે 1 મોલ બરફ પીગળે ત્યારે 6.025 કિલો જૂલ ઉષ્મા શોષાય છે.

∴ 5 મોલ બરફ પીગળતાં

= 5 મોલ × 6.025 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

= 30.125 કિલો જૂલ

= 30125 જૂલ ઉષ્મા શોષાશે.

∴ અચળ દબાણે $\Delta H = q_p$ = 30125 જૂલ

હવે, $\Delta H = \Delta U + P\Delta V = \Delta U + P(V_2 - V_1)$

$\therefore \Delta U = \Delta H - P(V_2 - V_1) = q_v$

V_1 = બરફનું કદ અને V_2 = પાણીનું કદ છે.

1 ગ્રામ બરફનું કદ = 1.089 મિલિલિટર

∴ 90 ગ્રામ બરફનું કદ (V_1) = 90 × 1.089

= 98 મિલિલિટર

1 ગ્રામ પાણીનું કદ = 1.0 મિલિલિટર

∴ 90 ગ્રામ પાણીનું કદ (V_2) = 90 × 1

= 90 મિલિલિટર

અહીં પ્રણાલીના કદમાં થતો ફેરફાર

$\Delta V = V_2 - V_1$

= 90 − 98 = − 8 મિલિલિટર

= − 0.008 લિટર

$P(V_2 - V_1) = 1 \times -0.008$

= − 0.008 લિટર બાર

હવે 1 લિટર બાર = 101.32 જૂલ

∴ − 0.008 લિટર બાર

= 101.32 જૂલ × (− 0.008) = − 0.81 જૂલ

હવે ઉપરના સમીકરણ મુજબ

$\Delta U = q_v = \Delta H - P(V_2 - V_1)$

= 30125 − (− 0.81)

= 30125 + 0.81 જૂલ

∴ ΔU = 30125 જૂલ (0.81 જૂલ 30125ની સરખામણીમાં નહિવત્ છે)

દાખલો 4 : અચળ કદે પ્રવાહી બેન્ઝિનના દહન સાથે સંકળાયેલી ઉષ્મા − 3268 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. 300 K તાપમાને આ પ્રક્રિયામાં થતા એન્થાલ્પીના ફેરફારની ગણતરી કરો. (R = 8.314 જૂલ મોલ$^{-1}$ કેલ્વિન$^{-1}$)

સમીકરણ $C_6H_{6(l)} + 7.5O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(l)}$

ઉકેલ : અહીં અચળ કદે ઉષ્મામાં થતો ફેરફાર

$= q_v = \Delta U = -$ 3268 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

Δn_g = (વાયુસ્વરૂપ નીપજોના કુલ મોલ) − (વાયુસ્વરૂપ પ્રક્રિયકોના કુલ મોલ)

= 6 − 7.5

= − 1.5 મોલ

T = 300 K, R = 8.314 જૂલ મોલ$^{-1}$ કેલ્વિન$^{-1}$

= 8.314 × 10^{-3} કિલો જૂલ

હવે સમીકરણ $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$ પ્રમાણે

$\therefore \Delta H = -3268 + (-1.5 \times 8.314 \times 10^{-3} \times 300)$

= − 3268 − 3.74

= −3271.74 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

દાખલો 5 : એક નળાકારમાં 300 K તાપમાને અને 10 બાર દબાણે 1 મોલ આદર્શવાયુ ભરેલો છે. નળાકારના વાલ્વની ખામીના કારણે આ વાયુ વાતાવરણમાં પ્રસરે છે, તો આ પરિસ્થિતિમાં વાયુના પ્રસરણમાં કેટલું કાર્ય થયું હશે ? આ પ્રક્રમ માટે ΔH અને ΔUના મૂલ્યોની ગણતરી કરો (1 લિટર બાર 101.32 જૂલ) (R = 0.082 લી.)

ઉકેલ : કોઈપણ આદર્શવાયુનું અચળ તાપમાને વિસ્તરણ અથવા સંકોચન થાય, તો વાયુની આંતરિક ઊર્જા અને એન્થાલ્પી બદલાતાં નથી.

વાયુ આદર્શ છે, માટે $\Delta U = 0$ અને $\Delta H = 0$.

હવે વાયુ દ્વારા થતું કાર્ય $W = P\Delta V$ કે જેમાં $P = 1$ બાર અને ΔV = વાયુના કદમાં થતો ફેરફાર.

અહીં 1 મોલ વાયુનું કદ-વિસ્તરણ પહેલાંનું અને વિસ્તરણ પછીનું શોધવું પડશે.

હવે $PV_1 = nRT$

$\therefore 10 \times V_1 = 1 \times 0.082 \times 300$

$\therefore V_1$ વિસ્તરણ પહેલાંનું કદ = 2.46 લિટર

વિસ્તરણ પછીનું વાયુનું કદ V_2 માટે

$PV_2 = nRT$

$\therefore 1.0 \times V_2 = 1 \times 0.082 \times 300$

$\therefore$ વિસ્તરણ પછીનું કદ V_2 = 24.60 લિટર

$\Delta V = (V_2 - V_1)$

$= 24.6 - 2.46 = 22.14$ લિટર

વાયુ દ્વારા થતું કાર્ય $W = P\Delta V$

$= 1 \times 22.14 = 22.14$ લિટર બાર

હવે 1 લિટર બાર = 101.32 જૂલ

$\therefore 101.32 \times 22.14 = 2243.23$ જૂલ

અહીં પ્રક્રમ દ્વારા કાર્ય થતું હોવાથી $W = -2243.23$ જૂલ

દાખલો 6 : 300 K તાપમાને નીચે આપેલી પ્રક્રિયામાં થતા આંતરિક ઊર્જાના ફેરફારની ગણતરી કરો. (R = 8.314 જૂલ)

પ્રક્રિયા $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)}$

$\Delta H = -110.53$ કિલો જૂલ

ઉકેલ : $\Delta n_g = n_p - n_r = 2 - 1 = 1$

$T = 300$ K, $R = 8.314$ જૂલ

$= 8.314 \times 10^{-3}$ કિલો જૂલ

હવે $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$

$\therefore \Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$

$\therefore \Delta U = -110.53 - (1 \times 8.314 \times 10^{-3} \times 300)$

$= -110.53 - 2.494$

$\Delta U = -113.024$ કિલો જૂલ

3.4.6 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની ઉપયોગિતા (Applications of First Law of Thermodynamics) :

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની ઉપયોગિતા (Applications of First Law of Thermodynamics) : ઉષ્મારસાયણવિજ્ઞાનનો પાયો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમ પર આધારિત છે. આમ, પ્રથમ નિયમનો ઉપયોગ કરી બંધ એન્થાલ્પી, સંયોજનની સર્જન એન્થાલ્પી, દહન-એન્થાલ્પી, પ્રક્રિયાઓમાં થતા આંતરિક ઊર્જાના ફેરફાર (ΔU), એન્થાલ્પીના ફેરફાર (ΔH) વગેરે મેળવી શકીએ છીએ. પ્રથમ નિયમ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓના ઉષ્મા રસાયણ સાથે સંકળાયેલો છે, આથી પ્રથમ નિયમના આધારે જ ઉષ્મારસાયણનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે, કેટલાંક સંયોજનોની પ્રમાણિત સર્જન-એન્થાલ્પી અને પ્રમાણિત દહન-એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યો કોષ્ટક 2.1 અને કોષ્ટક 2.2માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 3.1 કેટલાંક સંયોજનોની પ્રમાણિત સર્જન-એન્થાલ્પી 298 K તાપમાને

સંયોજન	$\Delta_f H^0$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$	સંયોજન	$\Delta_f H^0$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$
$H_2O_{(g)}$	−241.82	$CH_{4(g)}$	−74.81
$H_2O_{(l)}$	−285.83	$C_2H_{6(g)}$	−84.68
$HCl_{(g)}$	−92.31	$C_2H_{4(g)}$	52.26
$SO_{2(g)}$	−296.83	$CH_3OH_{(l)}$	−238.86
$SO_{3(g)}$	−395.72	$C_2H_5OH_{(l)}$	−277.69
$NO_{(g)}$	+90.25	$CH_3COOH_{(l)}$	− 484.5
$NO_{2(g)}$	+33.18	$C_6H_{6(l)}$	49.0
$CO_{(g)}$	−110.53	$Fe_2O_{3(s)}$	−1118.4
$CO_{2(g)}$	−393.51	$Al_2O_{3(s)}$	−1675.7

કોષ્ટક 3.2 કેટલાંક સંયોજનોની પ્રમાણિત દહન-એન્થાલ્પી 298 K તાપમાને

સંયોજન	$\Delta_c H^0$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$	સંયોજન	$\Delta_c H^0$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$
$CH_{4(g)}$	−890	$C_4H_{10(g)}$	−2878
$C_2H_{6(g)}$	−1560	$CH_3OH_{(l)}$	−726
$C_2H_{4(g)}$	−1411	$C_2H_5OH_{(l)}$	−1368
$C_2H_{2(g)}$	−1300	$CH_3COOH_{(l)}$	−875
$C_2H_{6(g)}$	−1560	$C_6H_{6(l)}$	−3268
$C_3H_{8(g)}$	−2220		

3.4.7 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની મર્યાદાઓ (Limitations of First Law of Thermodynamics) :

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમને આધારે કોઈ પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તે જાણી શકાતું નથી. વધુમાં આપમેળે થતી પ્રક્રિયામાં લીધેલા પ્રક્રિયકોનું કેટલા પ્રમાણમાં નીપજમાં

રૂપાંતર થશે તે માહિતી પણ પ્રથમ નિયમને આધારે મળતી નથી. આ બાબતો નીચેના ભૌતિક ફેરફારોનાં ઉદાહરણોથી સ્પષ્ટ થશે :

(i) એક રકાબીમાં બરફનો ટુકડો ઓરડાના તાપમાને રાખવામાં આવે, તો વાતાવરણમાંથી ઉષ્મા મેળવી બરફ પીગળે છે અને બરફે મેળવેલી ઉષ્મા વાતાવરણે ગુમાવેલી ઉષ્મા બરાબર થાય છે. આ ક્રિયા આપમેળે થાય છે અને તે પ્રથમ નિયમને આધીન રહે છે. આથી વિરુદ્ધ પ્રક્રિયામાં જો રકાબીમાંનું પાણી ઉષ્મા ગુમાવી ફરીથી બરફમાં ફેરવાય, તો તેમાં પણ પ્રથમ નિયમ તો જળવાય છે, પરંતુ આ ક્રિયા આપમેળે થતી નથી.

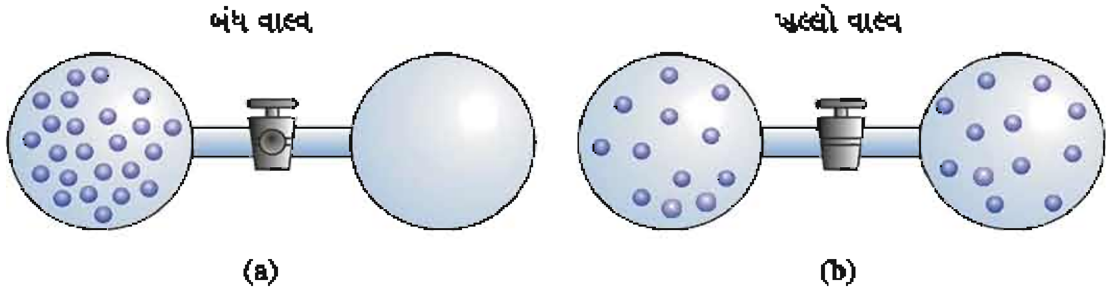
આ પ્રમાણે ઓરડાના તાપમાને કપમાં રાખેલી ગરમ ચા આપમેળે ઠંડી થાય છે, પરંતુ આપમેળે ઠંડી થયેલી ચા ગરમ થાય, તો પ્રથમ નિયમ જળવાય છે, પરંતુ અહીં આ ક્રિયા આપમેળે શક્ય નથી.

(ii) આકૃતિ 3.2માં બતાવ્યા પ્રમાણે વાયુભરેલા એક ગોળાને શૂન્યાવકાશ કરેલા બીજા ગોળા સાથે જોડી બે ગોળાને જોડતી નળીમાંનો વાલ્વ ખોલતાં એક ગોળામાંનો વાયુ બીજા ગોળામાં, જ્યાં સુધી બંને ગોળામાંના વાયુનું દબાણ સમાન ન થાય ત્યાં સુધી પ્રસરે છે. આ ક્રિયા આપમેળે થાય છે. આ પ્રણાલી ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમને અનુસરે છે. હવે જો આ પ્રમાણે સમાન વાયુદબાણ ધરાવતા બે ગોળામાંથી એક ગોળાનો વાયુ બીજા ગોળામાં પ્રસરણ પામી ફરીથી મૂળ અવસ્થા પ્રાપ્ત કરે, તો એક ગોળામાં સંપૂર્ણ શૂન્યાવકાશ ઉત્પન્ન થતો કલ્પી શકાય. તેમાં પણ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું પાલન તો થાય છે, પરંતુ આ ક્રિયા આપમેળે થતી નથી.

(iii) પાણી ભરેલા બીકરમાં શાહીનું એક ટીપું નાખતાં તે ટીપું આપમેળે સમગ્ર બીકરના પાણીમાં પ્રસરે છે. અને સમગ્ર પાણી રંગીન બને છે. શું આની વિરુદ્ધ પ્રક્રિયા આપમેળે શક્ય છે ? શું પ્રથમ નિયમ જળવાય છે ?

હવે, રાસાયણિક ફેરફારના અનુભવ માટે નીચેનું ઉદાહરણ જોઈએ.

સમાન કદ અને સમાન સાંદ્રતા ધરાવતા હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ (HCl) અને સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ (NaOH)નાં મંદ દ્રાવણોને મિશ્ર કરતાં, તટસ્થીકરણની પ્રક્રિયા આપમેળે થઈને સોડિયમ ક્લોરાઇડ અને પાણી બને છે. આ ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં 56 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ ઊર્જા ઉત્પન્ન થાય છે. આ પ્રક્રિયા આપમેળે થાય છે. પરંતુ સોડિયમ ક્લોરાઇડને પાણીમાં ઓગાળતાં અને 56 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ ઊર્જા આપતાં આપમેળે પ્રતિગામી પ્રક્રિયા થઈ સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ અને હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ મળતા નથી. આમ, આ રાસાયણિક ફેરફારમાં પ્રથમ નિયમ જળવાય છે, પરંતુ પ્રતિગામી પ્રક્રિયા આપમેળે થતી નથી.



આકૃતિ 3.2

આમ, કોઈ પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તેની આગાહી ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમને આધારે થઈ શકતી નથી. આ અંગેની માહિતી મેળવવા ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમનો ઉપયોગ કરી શકાય છે.

3.5 ઉષ્માક્ષમતા (Heat Capacity)

એન્થાલ્પી ફક્ત નિયત દબાણે પ્રણાલીમાં થતા ઉષ્માના ફેરફારો માપવા માટેનું વિધેય છે. આ વિધેય નિયત કદે થતા ઉષ્માના ફેરફારો માપવા માટે ઉપયોગી નથી. આથી નિયત દબાણે અથવા નિયત કદે થતાં ઉષ્માના ફેરફારો અને તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવવા નવા વિધેયની જરૂર પડી. આ નવા વિધેયને ઉષ્માક્ષમતા કહે છે. તે અવસ્થા-વિધેય નથી.

કોઈ પણ પદાર્થનું તાપમાન 1^0 સે વધારવા માટેની જરૂરી ઉષ્માના જથ્થાને તે પદાર્થની ઉષ્માક્ષમતા (C) કહે છે.

જો અચળ કદે પદાર્થનું તાપમાન 1^0 સે વધારવામાં આવે, તો ઉષ્માક્ષમતાને C_v વડે દર્શાવવામાં આવે છે. તેમજ જો અચળ દબાણે પદાર્થનું તાપમાન 1^0 સે વધારવામાં આવે તો ઉષ્માક્ષમતાને C_p વડે દર્શાવવામાં આવે છે. પ્રવાહી અને ઘન પદાર્થોની ઉષ્માક્ષમતા C_p અને C_vમાં ખાસ તફાવત રહેતો નથી, પરંતુ વાયુમય પદાર્થોમાં આ તફાવત સારા એવા પ્રમાણમાં જોવા મળે છે.

જ્યારે વાયુમય પદાર્થના નમૂનાનું પ્રારંભિક તાપમાન T_1 થી અંતિમ તાપમાન T_2 કરવામાં આવે, ત્યારે ઉષ્મા (*q*),

ઉષ્માક્ષમતા (C) અને તાપમાનના તફાવત $(T_2 - T_1)$ વચ્ચેના સંબંધને નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવાય છે,

$$q = C \times (T_2 - T_1)$$

$$(T_2 - T_1) = \Delta T$$

$$\therefore\ C = \frac{q}{\Delta T}$$

$$\therefore\ \text{ઉષ્માક્ષમતા} = \frac{\text{શોષાતી ઉષ્મા}}{\text{તાપમાનનો તફાવત}}$$

ઉષ્માક્ષમતાનો એકમ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ છે.

ઉષ્માક્ષમતા પદાર્થના જથ્થાના સમપ્રમાણમાં હોય છે. તેથી તે માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે, આથી રસાયણવિજ્ઞાનમાં કેટલીક વખત વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા અને મોલર ઉષ્માક્ષમતાનો ઉપયોગ થાય છે.

વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા : 1 ગ્રામ પદાર્થનું તાપમાન 1^0 સે વધારવા માટેના જરૂરી ઉષ્માના જથ્થાને વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા કહે છે.

∴ વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા

$$= \frac{\text{શોષાતી ઉષ્મા}}{\text{તાપમાનનો તફાવત} \times \text{પદાર્થનું ગ્રામમાં વજન}}$$

વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતાનો એકમ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ ગ્રામ$^{-1}$ છે.

મોલર ઉષ્માક્ષમતા : 1 મોલ પદાર્થનું તાપમાન 1^0 સે સુધી વધારવા માટેના જરૂરી ઉષ્માના જથ્થાને મોલર ઉષ્માક્ષમતા કહે છે.

∴ મોલર ઉષ્માક્ષમતા

$$= \frac{\text{શોષાતી ઉષ્મા}}{\text{તાપમાનનો તફાવત} \times \text{મોલ}}$$

મોલર ઉષ્માક્ષમતાનો એકમ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

3.5.1 C_p અને C_v વચ્ચેનો સંબંધ (Relation between C_p and C_v) : અચળ દબાણે થતા તાપમાનના ફેરફાર માટે ઉષ્માક્ષમતા,

$$C_p = \frac{q_p}{\Delta T},\ \text{તેથી}\ q_p = C_p \times \Delta T = \Delta H$$

અચળ કદે થતા તાપમાનના ફેરફાર માટે ઉષ્માક્ષમતા

$$C_v = \frac{q_v}{\Delta T}\ \text{તેથી}\ q_v = C_v \times \Delta T = \Delta U$$

અગાઉ શીખ્યા તે પ્રમાણે 1 મોલ આદર્શવાયુ માટે

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

$PV = nRT$ તેથી $n = 1$ મોલ માટે $PV = RT$ લેતાં

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(RT)$$

$$\Delta H = \Delta U + R\Delta T$$

ΔH અને ΔUનાં મૂલ્યો મૂકતાં

$$C_p\Delta T = C_v\Delta T + R\Delta T$$

$$\therefore\ C_p = \frac{(C_v + R)\Delta T}{\Delta T}$$

$$\therefore\ C_p = C_v + R$$

$$\therefore\ C_p - C_v = R$$

એજ પ્રમાણે C_p અને C_v નો ગુણોત્તર C_p/C_v અચળ થશે. તેને γ (ગેમા) વડે દર્શાવાય છે.

$$\therefore\ C_p/C_v = \gamma\ (\text{ગેમા})$$

જ્યાં γ અચળાંક છે. માટે આદર્શ વાયુમાં γ નું મૂલ્ય 1.4 હોય છે.

3.5.2 પ્રક્રિયા-એન્થાલ્પી (Enthapy of reaction) : જ્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયા અચળ દબાણે અને અચળ તાપમાને થાય ત્યારે તેમાં થતા ઉષ્માના ફેરફારને એન્થાલ્પી-ફેરફાર ΔH અથવા પ્રક્રિયા ઉષ્મા કહે છે.

પ્રક્રિયાની લાક્ષણિકતા સમજવા વૈજ્ઞાનિક વ્યવહારમાં ઉષ્માને પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફાર (ΔH^0) તરીકે દર્શાવવામાં આવે છે. આ માટે તત્ત્વ અને સંયોજનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ગણવી જરૂરી હોય છે. વૈજ્ઞાનિક વ્યવહારમાં 1 વાતાવરણ (બાર) દબાણ અને 298 K તાપમાને તત્ત્વ અથવા સંયોજનનું ઘન, પ્રવાહી અથવા વાયુ સ્વરૂપ પૈકી જે સ્વરૂપ સ્થાયી હોય તેને પ્રમાણિત સ્વરૂપ કહે છે.

સોડિયમ, કૉપર, સિલ્વર વગેરે ઘન તત્ત્વોને પ્રમાણિત સ્વરૂપમાં સ્વીકારેલ છે. H, N, O અને Cl જેવાં વાયુમય તત્ત્વોનું પ્રમાણિત સ્થિતિમાં તેમના દ્વિપરમાણ્વિક અણુ અનુક્રમે H_2, N_2, O_2 અને Cl_2 તરીકે સ્વીકારવામાં આવ્યા છે. જે તત્ત્વો અપરરૂપે મળતાં હોય તેમાંના સૌથી સ્થાયી અપરરૂપને પ્રમાણિત ગણવામાં આવે છે. જેમકે કાર્બન માટે ગ્રેફાઇટ અપરરૂપને અને સલ્ફર માટે રહોમ્બિક અપરરૂપને પ્રમાણિત ગણવામાં આવે છે. તત્ત્વ અથવા સંયોજનની પ્રમાણિત સ્થિતિમાંની એન્થાલ્પીને પ્રમાણિત એન્થાલ્પી H^0 તરીકે દર્શાવવામાં આવે છે.

કોઈ પણ તત્ત્વની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી (H^0)નું મૂલ્ય શૂન્ય ગણવામાં આવે છે. પ્રક્રિયકોના પ્રમાણિત સ્વરૂપથી શરૂઆત કરીને જે રાસાયણિક પ્રક્રિયાના અંતે મળતી નીપજોને પ્રમાણિત સ્થિતિમાં લાવવાથી, પ્રક્રિયા દરમિયાન થયેલા એન્થાલ્પીના કુલ ફેરફારના મૂલ્યને તે પ્રક્રિયાની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફાર (ΔH^0) કહે છે. આ પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફારને 'પ્રક્રિયા ઉષ્મા' કહે છે અને તેનું મૂલ્ય કિલો જૂલમાં દર્શાવાય છે.

દાખલો 7 : નીચેની પ્રક્રિયામાં $Al_2O_{3(s)}$ અને $Fe_3O_{4(s)}$ ની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી અનુક્રમે –1669.4 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ અને –1117 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, તો આ પ્રક્રિયાની પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી શોધો.

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

ઉકેલ : ΔH^0 = (નીપજોની કુલ એન્થાલ્પી) – (પ્રક્રિયકોની કુલ એન્થાલ્પી)

$$\therefore \Delta H^0 = (4 \times \Delta H^0_{Al_2O_3} + 9 \times \Delta H^0_{Fe}) - (8 \times \Delta H^0_{Al} + 3 \times \Delta H^0_{Fe_3O_4})$$

$$\therefore \Delta H^0 = [4 \times (-1669.4) + 9 \times (0)] - [8 \times (0) + 3 \times (-1117)]$$

(મૂળ તત્ત્વો Al અને Fe ની એન્થાલ્પી શૂન્ય લેવામાં આવે છે.)

$$\therefore \Delta H^0 = -6677.6 - (-3351)$$

$$= -6677.6 + 3351$$

$= -3326.6$ કિલો જૂલ

$\therefore$ પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી $= -3326.6$ કિલો જૂલ

તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી : પ્રાયોગિક પરિણામો દર્શાવે છે કે HCl, H_2SO_4 અથવા HNO_3 જેવા પ્રબળ ઍસિડના જલીય મંદદ્રાવણનું NaOH અથવા KOH જેવા પ્રબળ બેઇઝના જલીય મંદદ્રાવણ વડે થતી તટસ્થીકરણ પ્રક્રિયામાં જો ક્ષાર અને એક મોલ પાણી બને, તો 56 કિલો જૂલ ઉષ્મા ઉત્પન્ન થાય છે, તેને તટસ્થીકરણ ઉષ્મા કહે છે. ટૂંકમાં, કોઈ પણ પ્રબળ બેઇઝના એક તુલ્યભારનું તેના મંદદ્રાવણમાં કોઈ પણ પ્રબળ ઍસિડના એક તુલ્યભાર વડે તેના મંદદ્રાવણમાં પ્રમાણિત સ્થિતિમાં તટસ્થીકરણ પ્રક્રિયાથી ઉદ્ભવતી ઉષ્માને તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. પ્રમાણિત તટસ્થીકરણ ઉષ્મા 56 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ જેટલી અચળ હોય છે.

તટસ્થીકરણના પ્રયોગમાં મંદદ્રાવણોનો ઉપયોગ કરવાથી ઍસિડ તેમજ બેઇઝનું સંપૂર્ણ વિયોજન થાય છે અને ઍસિડ અને બેઇઝ વચ્ચે થતી તટસ્થીકરણ પ્રક્રિયામાં એકંદરે ઍસિડ દ્રાવણમાંના $H^+_{(aq)}$ આયનની પ્રક્રિયા બેઇઝ દ્રાવણમાંના $OH^-_{(aq)}$ આયન સાથે થવાથી $H_2O_{(l)}$ બને છે. આથી આ બે આયનો વચ્ચેની પ્રક્રિયામાં થતા એન્થાલ્પી ફેરફારને પ્રમાણિત તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. આમ, કોઈપણ પ્રબળ ઍસિડના, પ્રબળ બેઇઝના તટસ્થીકરણમાંની એકંદર પ્રક્રિયા સરખી હોવાથી તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય અચળ રહે છે.

$$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

$\Delta H = -56$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^0$) : જ્યારે પ્રમાણિત સ્થિતિમાં એક મોલ સંયોજન તેમાં રહેલા તત્ત્વોની પ્રમાણિત સ્થિતિમાંથી બને છે ત્યારે થતા એન્થાલ્પી ફેરફારને તે સંયોજનની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^0$ કહે છે. સામાન્ય રીતે સ્થાયી સંયોજનોની સર્જન એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઋણ (–) હોય છે, પરંતુ કેટલાક સ્થાયી સંયોજનોની સર્જન એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ધન (+) પણ હોય છે.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

$\Delta_f H^0 = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

કાર્બનના દહનથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ બનવાની પ્રક્રિયામાં પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta_f H^0 = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે.

$$\Delta_f H^0 = H_p^0 - H_r^0$$

$\Delta_f H^0$ = (નીપજોની કુલ પ્રમાણિત એન્થાલ્પી) – (પ્રક્રિયકોની કુલ પ્રમાણિત એન્થાલ્પી)

= ($CO_{2(g)}$ની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી) – ($C_{(s)}$ અને $O_{2(g)}$ની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી)

અહીં $C_{(s)}$ અને $O_{2(g)}$ તત્ત્વો પ્રમાણિત સ્થિતિમાં હોવાથી તેમની એન્થાલ્પી શૂન્ય ગણાય છે.

$\therefore \Delta_f H^0$ = ($CO_{2(g)}$ની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી)

$= \Delta_f H^0_{CO_2}$ = સર્જન એન્થાલ્પી

$\therefore$ સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^0_{CO_2} = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

આ પ્રક્રિયામાં ΔH^0નું મૂલ્ય (–) હોવાથી પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે. આથી નીપજોની કુલ એન્થાલ્પી તેના પ્રક્રિયકોની કુલ એન્થાલ્પી કરતાં ઓછી છે.

દાખલો 8 : $C_6H_{6(s)} + 7.5O_{2(g)} \rightarrow 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$ $\Delta H^0 = -3267.7$ કિ જૂલ આ પ્રક્રિયામાં $CO_{2(g)}$ અને $H_2O_{(g)}$ની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી ફેરફાર અનુક્રમે – 393.5 અને – 285.85 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, તો પ્રવાહી બેન્ઝિનની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી ગણો.

ઉકેલ : ΔH^0 = (Σ નીપજોની સર્જન એન્થાલ્પી) – (Σ પ્રક્રિયકોની સર્જન એન્થાલ્પી)

$$\therefore \Delta H^0 = (6\Delta_f H^0_{CO_2} + 3\Delta_f H^0_{H_2O}) - (\Delta_f H^0_{C_6H_6} + 7.5\Delta_f H^0_{O_2})$$

$$-3267.7 = [6(-393.5) + 3(-285.85)] - [(\Delta_f H^0_{C_6H_6} + 7.5\Delta_f H^0_{O_2})]$$

$\because$ મૂળતત્ત્વ O_2 ની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી શૂન્ય છે.

$$\therefore -3267.7 = [-2361 - 857.55] - \Delta_f H^0_{C_6H_6}$$

$\therefore\ -3267.7 = -3218.55 - \Delta_f H^0_{C_6H_6}$

$\therefore\ \Delta_f H^0_{C_6H_6} = 49.15$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

બેન્ઝિનની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી = 49.15 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

દહન એન્થાલ્પી : અચળ દબાણે એક મોલ કાર્બનિક પદાર્થનું ઑક્સિજનની હાજરીમાં સંપૂર્ણ દહન કરતાં મુક્ત થતી એન્થાલ્પીને દહન એન્થાલ્પી કહે છે.

મુખ્યત્વે કાર્બનિક પદાર્થના દહનથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ અને પાણી નીપજો તરીકે મળે છે. આથી જો તેની એન્થાલ્પી અને પ્રક્રિયાની દહન એન્થાલ્પી જાણતા હોઈએ, તો કાર્બનિક પદાર્થની એન્થાલ્પી ગણી શકાય છે. ખરેખર, તો દહન એન્થાલ્પી એ એક પ્રકારની પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી છે.

આમ, દહન એન્થાલ્પીને આધારે કેટલાંક તત્ત્વોનાં જુદાં-જુદાં અપરરૂપો વચ્ચે રહેલી ઊર્જાનો તફાવત ગણી શકાય છે. કાર્બનનાં અપરરૂપો ગ્રેફાઇટ અને હીરા વચ્ચેના ઊર્જા-તફાવતનું મૂલ્ય તેની દહન એન્થાલ્પી પરથી નક્કી થાય છે.

(i) C (ગ્રેફાઇટ)$_{(S)}$ + $O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta_r H = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(ii) C (હીરો)$_{(S)}$ + $O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta_r H = -395.4$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

પ્રક્રિયા (i)માંથી પ્રક્રિયા (ii) બાદ કરતાં

(C (ગ્રેફાઇટ)$_{(S)}$) – (C (હીરો)$_{(S)}$)

$\Delta H = 1.9$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

આથી કહી શકાય કે ગ્રેફાઇટનું હીરામાં રૂપાંતર થવું એ ઉષ્માશોષક ઘટના છે. આ રૂપાંતર દરમિયાન 1.9 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ ઉષ્મા શોષાય છે.

પ્રવૃત્તિ : વિચારો 1.9 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ ઉષ્મા આપીને ગ્રેફાઇટમાંથી હીરો બનાવી શકાય ? શા માટે ?

દાખલો 9 : $C_2H_5OH_{(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$ આ પ્રક્રિયામાં ઇથેનોલ$_{(g)}$, $CO_{2(g)}$ અને $H_2O_{(l)}$ ની સર્જન એન્થાલ્પી અનુક્રમે –185.35, –393.5 અને –285.85 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, તો ઇથેનોલની દહન એન્થાલ્પી શોધો.

ઉકેલ : $\Delta_r H^0$ = (નીપજોની સર્જન એન્થાલ્પી) – (પ્રક્રિયકોની સર્જન એન્થાલ્પી)

$\therefore\ \Delta_r H^0 = (2\Delta H^0_{CO_2} + 3\Delta H^0_{H_2O}) - (\Delta H^0_{C_2H_5OH} + 3\Delta H^0_{O_2})$

$= [2(-393.5) + 3(-285.85)] - [(-185.35) + 3(0)]$

$= [-787 + (-857.55)] + 185.35$

$= -1644.55 + 185.35$

$\therefore\ \Delta_r H^0 = -1459.20$ કિલો જૂલ

ઇથેનોલની દહન એન્થાલ્પી = – 1459.20 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

3.5.8 હેસનો અચળ ઉષ્માસંકલનનો નિયમ (Hess' Law of Constant Heat Summation) :

1840માં રશિયન વૈજ્ઞાનિક હેસે (Hess) રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં થતા ઉષ્મા (એન્થાલ્પી)ના ફેરફારનો અભ્યાસ કરી નીચે પ્રમાણેનો નિયમ તારવ્યો.

"રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં થતો કુલ એન્થાલ્પી-ફેરફાર પ્રક્રિયાના જુદાં-જુદાં તબક્કાઓની એન્થાલ્પી-ફેરફારના બૈજિક સરવાળા બરાબર થાય છે."

આમ, પ્રક્રિયા એક અથવા એક કરતાં વધુ તબક્કામાં થતી હોય તોપણ કુલ પ્રક્રિયામાં એન્થાલ્પી ફેરફાર અચળ રહે છે. આ નિયમને હેસનો અચળ એન્થાલ્પી સંકલનનો નિયમ કહે છે. આ નિયમ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમને આધારે સમજાવી શકાય છે.

અચળ દબાણે અને અચળ તાપમાને રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં થતો ઉષ્માનો ફેરફાર (q_p) એન્થાલ્પી ફેરફાર (ΔH)ને સમાન હોય છે. અચળ દબાણે અને અચળ તાપમાને પ્રક્રિયકો અને નીપજોની એન્થાલ્પી નિયત હોય છે, આથી રાસાયણિક પ્રક્રિયા એક અથવા વધારે તબક્કાઓમાં થતી હોવા છતાં પણ કુલ એન્થાલ્પીના ફેરફારનું મૂલ્ય અચળ રહે છે.

આ ઉપરથી ફલિત થાય છે કે રાસાયણિક પ્રક્રિયા જુદાં જુદાં તબક્કાઓમાં થતી હોય તો પણ પ્રક્રિયાનો કુલ એન્થાલ્પી ફેરફાર પ્રક્રિયાના દરેક તબક્કાના એન્થાલ્પીના ફેરફારના બૈજિક સરવાળા બરાબર થાય છે.

હેસના નિયમની અગત્યની ફલશ્રુતિ એ છે કે ઉષ્મા રાસાયણિક સમીકરણોનો સરવાળો અથવા બાદબાકી તેને અનુરૂપ એન્થાલ્પીના ફેરફારોના સરવાળા બાદબાકીથી કરી શકાય છે. પરિણામે પ્રાયોગિક રીતે માપી શકાય નહિ તેવા એન્થાલ્પીના ફેરફારોની ગણતરી હેસના નિયમના આધારે થઈ શકે છે. વિવિધ રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન મુક્ત

થતી અથવા શોષાતી એન્થાલ્પી જેવી કે સર્જન એન્થાલ્પી, દહન એન્થાલ્પી, તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી વગેરેની ગણતરી હેસના નિયમના આધારે થઇ શકે છે. નીચેના ઉદાહરણથી હેસના નિયમની ઉપયોગિતા સમજી શકાય છે.

ઉદાહરણ a : કાર્બન અને ઑક્સિજન વચ્ચેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડ બને છે. આ પ્રક્રિયા નીચે દર્શાવ્યા મુજબ બે તબક્કામાં થઈ શકે છે,

(a) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(b) (i) $C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$

$\Delta H(i) = -110.54$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(ii) $CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

$\Delta H(ii) = -282.96$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

$\Delta H(i) + \Delta H(ii) = \Delta H = -393.5$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

પ્રક્રિયા (a)માં કાર્બનનું સીધું જ દહન થઈને કાર્બન ડાયોક્સાઇડ સીધો જ મળે છે. આ પ્રક્રિયા એક તબક્કામાં થાય છે, જ્યારે પ્રક્રિયા (b) બે તબક્કાની છે. પહેલો તબક્કો (i) અને બીજો તબક્કો (ii) આ બેનો સરવાળો કરતાં મળતા ΔHનું મૂલ્ય પ્રક્રિયા (a)માં મળતા ΔHના મૂલ્યને સમાન છે.

ઉદાહરણ b : એમોનિયમ ક્લોરાઇડનું જલીય દ્રાવણ વાયુરૂપ એમોનિયામાંથી બે અલગ-અલગ રીતે મેળવી શકાય છે. બંને રીતોમાં થતી જુદી-જુદી પ્રક્રિયાઓમાં થતો એન્થાલ્પીનો ફેરફાર નીચે મુજબ છે. તેમજ બંને રીતોમાં એન્થાલ્પીના ફેરફારનાં મૂલ્યોના સરવાળા સમાન છે.

પ્રથમ રીત :

(a) $NH_{3(g)} \xrightarrow{\text{પાણી}} NH_{3(aq)}$

$\Delta H(i) = -35.15$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(b) $HCl_{(g)} \xrightarrow{\text{પાણી}} HCl_{(aq)}$

$\Delta H(ii) = -72.38$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(C) $NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$

$\Delta H(iii) = -51.46$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} NH_4Cl_{(aq)}$

$\Delta H = \Delta H(i) + \Delta H(ii) + \Delta H(iii)$

$= -158.99$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

દ્વિતીય રીત :

(a) $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$

$\Delta H(i) = -175.30$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(b) $NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{\text{પાણી}} NH_4Cl_{(aq)}$

$\Delta H(ii) = +16.31$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \xrightarrow{\text{પાણી}} NH_4Cl_{(aq)}$

$\Delta H = \Delta H(i) + \Delta H(ii)$

$= -158.99$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

3.6 આપમેળે થતી (સ્વયંભૂ) પ્રક્રિયાઓની મહત્ત્વની લાક્ષણિકતાઓ (Important Characteristics of Spontaneous Processes)

એક રકાબીમાં લીધેલી ગરમ ચા કે પાત્રમાં લીધેલું ગરમ પાણી આપમેળે ઠંડું થાય છે, પરંતુ ક્યાં સુધી ? સામાન્ય અનુભવ પરથી જણાય છે કે તેનું તાપમાન પર્યાવરણના તાપમાન જેટલું થાય, ત્યાર પછી ગરમ ચા કે ગરમ પાણીનું તાપમાન ઘટતું અટકે છે. આ રીતે પાણી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઉષ્મીય સંતુલન સ્થપાય નહિ, ત્યાં સુધી ગરમ પાણી ઉષ્મા ગુમાવતું રહે છે. આ પ્રમાણે વાયુ ભરેલા ગોળામાંથી શૂન્યાવકાશ કરેલા ગોળા તરફ વાયુનું પ્રસરણ બંને ગોળામાંના દબાણ સમાન ન થાય ત્યાં સુધી થાય છે. આ પણ એક પ્રકારની દબાણની સંતુલન સ્થિતિ છે.

બધી જ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ પણ આ પ્રમાણે સંતુલન-સ્થિતિ સ્થપાય નહિ ત્યાં સુધી આપમેળે થતી રહે છે. અને સંતુલન-સ્થિતિ સ્થપાતાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા અચળ રહે છે. આ વિધાનને અન્ય રીતે સમજીએ, તો આપમેળે થતી પ્રક્રિયાઓ પ્રક્રિયકો અને નીપજો વચ્ચે સંતુલન સ્થપાવાની દિશામાં થતી હોય છે. સંતુલન સ્થપાતાં જે તે પ્રક્રિયા સંતુલિત થાય છે. આમ, પ્રક્રિયા પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ અથવા નીપજથી પ્રક્રિયક તરફ થતાં સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત કરે છે.

3.7 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ (Second Law of Thermodynamics)

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ રાસાયણિક પ્રક્રિયા પુરોગામી કે પ્રતિગામીમાંની કઈ દિશામાં આપમેળે થશે તે સમજાવે છે. આ નિયમ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

(i) આપમેળે થતા બધા પ્રક્રમોમાં વિશ્વની એન્ટ્રોપી વધે છે.

(ii) આપમેળે થતા બધા પ્રક્રમોમાં પ્રણાલીની મુક્ત-ઊર્જા ઘટે છે.

આપમેળે થતી પ્રક્રિયાઓનાં ઉદાહરણ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) જુદાં-જુદાં તાપમાન ધરાવતાં બે પદાર્થોને એકબીજાના સંપર્કમાં રાખવામાં આવે, તો હંમેશાં ઉષ્મા ઊંચા તાપમાનથી નીચા તાપમાન તરફ આપમેળે વહે છે.

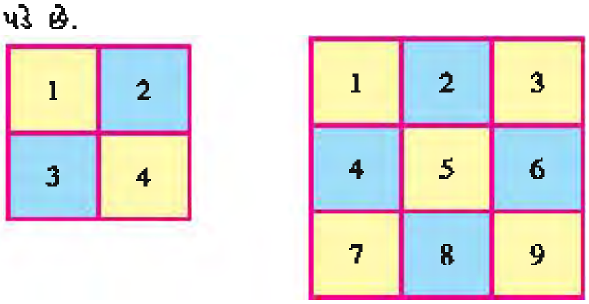
(ii) પાણી હંમેશાં ઊંચી સપાટીથી નીચેની સપાટી તરફ આપમેળે વહે છે.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમને સમજવા માટે એન્ટ્રોપી-વિધેય અને મુક્ત-ઊર્જા વિધેય સમજવાની જરૂર છે. આ બંને અવસ્થા-વિધેયો છે.

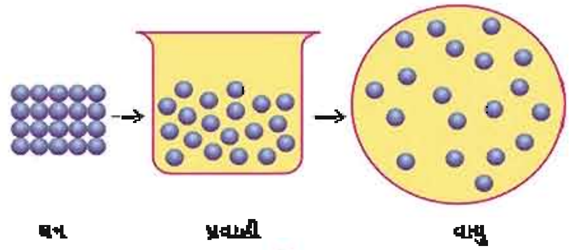
3.7.1 એન્ટ્રોપી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ (Entropy and Second Law of Thermodynamics) : આપણે પ્રથમ 'એન્ટ્રોપી' પર્યાયને ભૌતિક સ્વરૂપ દ્વારા સમજીશું અને ત્યાર પછી ગાણિતીય સ્વરૂપ દ્વારા. એન્ટ્રોપી એટલે શું ? આ પ્રશ્નનો ઉત્તર મેળવતા પહેલાં બીજો પણ એક પ્રશ્ન છે. તાપમાન એટલે શું ? આપણે જાણીએ છીએ કે પદાર્થનું તાપમાન તેમાં રહેલી ઉષ્માનો જથ્થો દર્શાવતું નથી, પરંતુ તે પદાર્થમાંની ઉષ્મીય ઊર્જા (Thermal energy)નું સ્તર દર્શાવે છે, જે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના શૂન્ય નિયમ સાથે સંકળાયેલ છે.

એન્ટ્રોપી એ પદાર્થની અવ્યવસ્થાનો માપદંડ છે. વળી, પાછો પ્રશ્ન થશે કે અવ્યવસ્થા એટલે શું ? આ પ્રશ્નનો ઉત્તર મેળવતાં પહેલાં એક ઉદાહરણ સમજવું જરૂરી છે.

ધારો કે 1 સેન્ટિમીટર × 1 સેન્ટિમીટર માપના ચાર ચોરસ એક કાગળ ઉપર દોરેલા છે અને તેની ઉપર એક મધમાખી ફરે છે. આ મધમાખીનું સ્થાન દર્શાવવા વધુમાં વધુ ચાર આંક 1, 2, 3, 4 ની જરૂર પડે છે. હવે જો આ મધમાખી એજ માપના નવ ચોરસ ધરાવતા બીજા કાગળ ઉપર જઈને બેસે તો તેનું સ્થાન દર્શાવવા વધુમાં વધુ નવ આંક 1 થી 9 ની જરૂર પડે છે. આમ, મધમાખીનું સ્થાન દર્શાવવા વધુ નિર્દેશકો (Co-ordinates)ની જરૂર પડે છે.



આ ઘટનાની રજૂઆત વૈજ્ઞાનિક ભાષામાં કરીએ તો કહી શકાય કે મધમાખી એક કાગળ ઉપરથી ઊડીને બીજા કાગળ ઉપર જઈને બેસે તો મધમાખીના સ્થાનની એન્ટ્રોપી વધે છે. કોઈ પણ પ્રણાલીમાં એન્ટ્રોપીનું માપન એટલે અવ્યવસ્થાનું માપ.



આકૃતિ 3.3

આકૃતિ 3.3માં બતાવ્યા પ્રમાણે સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થમાં અણુઓની વ્યવસ્થિત ગોઠવણી થયેલી હોવાથી સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થની એન્ટ્રોપી સૌથી ઓછી હોય છે જ્યારે વાયુ અવસ્થામાં એન્ટ્રોપી સૌથી વધારે હોય છે, કારણ કે વાયુમાં અણુઓની અવ્યવસ્થા સૌથી વધુ હોય છે. પ્રવાહી અવસ્થા આ બંને અવસ્થાની વચ્ચેની હોય છે. આમ, વાયુ અવસ્થામાં અણુઓની અવ્યવસ્થા વધુ અને એન્ટ્રોપી વધુ, પ્રવાહીમાં ઘન કરતાં અણુઓની અવ્યવસ્થા વધુ અને એન્ટ્રોપી વધુ, પરંતુ ઘનના સ્ફટિકમાં અણુઓની વધુ વ્યવસ્થા અને ઓછી એન્ટ્રોપી હોય છે.

આ પ્રમાણે એક ગોળામાં ભરેલો વાયુ તેની સાથે જોડાયેલા શૂન્યાવકાશ ધરાવતા બીજા ગોળામાં પ્રસરે ત્યારે વાયુનું કદ વધે છે. એટલે કે વાયુના અણુઓને ઘૂમવા માટે વધુ અવકાશ પ્રાપ્ત થાય છે. આથી એમ કહી શકાય કે વાયુનું પ્રસરણ બે ગોળામાં થતાં અવ્યવસ્થા વધે છે અને વાયુની એન્ટ્રોપી વધે છે. એન્ટ્રોપીનું આ પ્રમાણે વર્ણવેલું શાબ્દિક સ્વરૂપ પ્રક્રમોની સ્વયંભૂવિતા સમજવા માટે ઉપયોગી થતું નથી. આ માટે એન્ટ્રોપીનું ગાણિતીય સ્વરૂપ સમજવું જરૂરી છે.

એન્ટ્રોપી સંજ્ઞા "S" વડે રજૂ કરવામાં આવે છે. એન્ટ્રોપી પદાર્થનું અવસ્થા વિધેય છે. વધુમાં તે પદાર્થનો માત્રાત્મક ગુણધર્મ પણ છે. એટલે કે પદાર્થના દળ પર આધાર રાખે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો નિયત તાપમાને અને દબાણે દરેક પદાર્થના 1 મોલની એન્ટ્રોપી ફક્ત એક જ નિશ્ચિત મૂલ્ય ધરાવે છે.

ઉપર જોયું તે પ્રમાણે જો પ્રણાલીની અવસ્થા બદલાય તો તેની એન્ટ્રોપી પણ બદલાય છે. એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર ΔS ($S_{\text{અંતિમ અવસ્થા}} - S_{\text{પ્રારંભિક અવસ્થા}}$) દ્વારા દર્શાવાય છે અને તેની રજૂઆત નીચેના ગાણિતીય સમીકરણથી કરવામાં આવે છે.

$$S_{\text{અંતિમઅવસ્થા}} - S_{\text{પ્રારંભિક અવસ્થા}} = \Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$$

જ્યાં, પ્રણાલીએ પ્રતિવર્તીપણે T તાપમાને મેળવેલી કે ગુમાવેલી ઉષ્મા q_{rev} છે. જો q_{rev} જૂલ એકમમાં અને T તાપમાન કેલ્વિન એકમમાં દર્શાવવામાં આવે, તો એન્ટ્રોપીના ફેરફારનો એકમ જૂલ પ્રતિ કેલ્વિન થાય છે.

તેને એન્ટ્રોપી એકમ (e.u) તરીકે પણ દર્શાવી શકાય છે. જો એક મોલ પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય લેવામાં આવે તો એન્ટ્રોપીનો એકમ જૂલ પ્રતિ કેલ્વિન પ્રતિ મોલ થશે. પદાર્થોની નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યોની ગણતરી થઈ શકે છે. કેટલાંક તત્ત્વો અને સંયોજનોના નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો કોષ્ટક 3.4માં આપવામાં આવ્યાં છે.

કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તે નક્કી કરવા માટે પ્રક્રિયા થશે જ એમ માનીને પ્રણાલી (System) અને પર્યાવરણની (Surrounding) એન્ટ્રોપીમાં થતા ફેરફાર ($\Delta S_{પ્રણાલી}$ અને $\Delta S_{પર્યાવરણ}$)ની ગણતરી કરવામાં આવે છે.

જો આ બે મૂલ્યોનો સરવાળો ધન (+) મળે, તો તે દર્શાવે છે કે પુરોગામી પ્રક્રિયા આપમેળે થશે અને જો આ બે મૂલ્યોનો સરવાળો ઋણ (–) મળે, તો પુરોગામી પ્રક્રિયા આપમેળે થશે નહિ, પરંતુ તેની પ્રતિગામી પ્રક્રિયા આપમેળે થશે. જો આ બે મૂલ્યોનો સરવાળો શૂન્ય મળે, તો પ્રક્રિયા સંતુલન સ્થિતિમાં રહેશે.

$\Delta S_{પ્રણાલી} + \Delta S_{પર્યાવરણ} > 0$ પ્રક્રિયા આપમેળે થશે (સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા)

$\Delta S_{પ્રણાલી} + \Delta S_{પર્યાવરણ} < 0$ પ્રક્રિયા આપમેળે થશે નહિ (બિનસ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા)

$\Delta S_{પ્રણાલી} + \Delta S_{પર્યાવરણ} = 0$ પ્રક્રિયા સંતુલન સ્થિતિમાં રહેશે. (સંતુલન પ્રક્રિયા)

નિયત તાપમાને ઘનનું પ્રવાહીમાં રૂપાંતર (ગલન) અથવા પ્રવાહીનું વાયુમાં રૂપાંતર (બાષ્પાયન) થાય ત્યારે પ્રણાલીની એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર અનુક્રમે આણ્વિય ગલન એન્ટ્રોપી અને આણ્વિય બાષ્પાયન એન્ટ્રોપી કહેવાય છે. જે તે પદાર્થની આણ્વિય ગલન એન્થાલ્પી અથવા આણ્વિય બાષ્પાયન એન્થાલ્પીનાં મૂલ્યોના ઉપયોગથી શોધી શકાય છે.

આપણે જાણીએ છીએ કે $\Delta H = q_{rev}$ અને $\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$ છે

એટલેકે $\Delta S = \frac{\Delta H}{T}$

$$\Delta S_{ગલન} = \frac{\Delta H_{ગલન}}{T} \quad \text{અને} \quad \Delta S_{બાષ્પાયન} = \frac{\Delta H_{બાષ્પાયન}}{T}$$

આ પ્રમાણે ઊર્ધ્વપાતન (ઘનમાંથી સીધા જ વાયુસ્વરૂપમાંનો ફેરફાર)

અનુભવતા પદાર્થો માટે

$$\Delta S_{ઊર્ધ્વપાતન} = \frac{\Delta H_{ઊર્ધ્વપાતન}}{T}$$

દાખલો 10 : 373 K તાપમાને 3 મોલ પાણીને ઉકાળી તે જ તાપમાન ધરાવતી બાષ્પમાં રૂપાંતર કરવામાં આવે, તો પ્રણાલીની એન્ટ્રોપીમાં શું ફેરફાર થશે ? પાણીની આણ્વિય બાષ્પાયન એન્થાલ્પી 406.68 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે.

ઉકેલ : 3 મોલ પાણીના બાષ્પાયન માટે શોષાયેલી એન્થાલ્પી

$\Delta H_{બાષ્પાયન} = 3 \times 406.68 = 1220.04$ કિલો જૂલ

$$\Delta S_{બાષ્પાયન} = \frac{\Delta H_{બાષ્પાયન}}{T} = \frac{1220.04}{373}$$

$= 3.271$ કિલો જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$

દાખલો 11 : બેન્ઝિનની બાષ્પાયન એન્થાલ્પી 30.799 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે અને તેનું ઉત્કલનબિંદુ 353 K છે, તો પ્રવાહી બેન્ઝિનનું તેના ઉત્કલનબિંદુએ બાષ્પમાં રૂપાંતર કરતાં થતો એન્ટ્રોપી ફેરફાર શોધો.

ઉકેલ : અહીં પ્રણાલી એન્થાલ્પી શોષે છે.

$H_{બાષ્પાયન} = 30.799$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

$$\Delta S_{બાષ્પાયન} = \frac{\Delta H_{બાષ્પાયન}}{T} = \frac{30.799}{353}$$

$= 0.0872$ કિલો જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$

દાખલો 12 : 273 K તાપમાન ધરાવતા બરફને 298 K તાપમાન ધરાવતા વાતાવરણમાં મૂકતાં બરફ આપમેળે પીગળીને 273 K તાપમાન ધરાવતું પાણી આપશે. આ વિધાન સાબિત કરો. 273 K તાપમાને બરફની આણ્વિય ગલન એન્થાલ્પી 6.025 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે.

ઉકેલ : 1 મોલ બરફનું 273 K તાપમાને પાણીમાં રૂપાંતર થવા માટે બરફે વાતાવરણમાંથી 6.025 કિલો જૂલ ઉષ્મા મેળવવી પડે છે. આથી પ્રણાલીની એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર અને વાતાવરણની એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય છે :

$$\Delta S_{પ્રણાલી} = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{\Delta H}{T} = \frac{6.025}{273}$$

$= 0.0221$ કિલો જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$

વાતાવરણ 6.025 કિલો જૂલ એન્થાલ્પી ગુમાવે છે. પરંતુ વિશાળ વાતાવરણમાંથી 6.025 કિલો જૂલ એન્થાલ્પી ઓછી થતાં વાતાવરણના તાપમાનમાં ખરેખર તો બિલકુલ ફેર પડતો નથી, માટે તેને અવગણી શકાય.

$$\Delta S_{પર્યાવરણ} = \frac{-\Delta H}{T} = \frac{-6.025}{298}$$

$= -0.0202$ કિલો જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$

(વાતાવરણમાંથી ઉષ્મા શોષે છે, માટે – 6.025)

$$\Delta S_{કુલ} = \Delta S_{પ્રણાલી} + \Delta S_{પર્યાવરણ}$$
$$= 0.0221 + (-0.0202)$$
$$= 0.0019 \text{ કિલો જૂલ કેલ્વિન}^{-1} \text{ મોલ}^{-1}$$

અહીં $\Delta S_{કુલ} > 0$ હોવાથી આ ઘટના આપમેળે થશે.

$\Delta S_{કુલ}$નું મૂલ્ય (+) ધન છે માટે કહી શકાય કે 298 K તાપમાન ધરાવતા વાતાવરણમાં બરફ મૂકતાં તે આપમેળે પીગળીને પ્રથમ 273 K તાપમાન ધરાવતું પાણી આપશે. આથી વિરુદ્ધ જો 298 K તાપમાને રાખેલ પાણી તે તાપમાને આપમેળે બરફમાં ફેરવાશે કે નહિ તેનું કારણ ગણતરી કરીને સમજો.

3.7.2 એન્ટ્રોપી-ફેરફાર (Change in Entropy) : કોઈ પણ પ્રક્રમ (પ્રક્રિયા) માટે જેમ એન્થાલ્પીના ફેરફાર ($\Delta H = H_p - H_r$) ની ગણતરી થાય છે, તેમ એન્ટ્રોપીના ફેરફાર (ΔS) ની ગણતરી કરી શકાય છે.

$\Delta S_{પ્રક્રિયા} = \Delta S_{પ્રણાલી} =$ એન્ટ્રોપી ફેરફાર$_{(પ્રક્રિયા\ અથવા\ પ્રણાલી)}$

પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાનો એન્ટ્રોપીનો તફાવત ΔS છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે આ પ્રકારનો ફેરફાર નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય છે.

ΔS = નીપજોની કુલ એન્ટ્રોપી (S_p) – પ્રક્રિયકોની કુલ એન્ટ્રોપી (S_r)

તાપમાન વધતાં એન્ટ્રોપીમાં વધારો થાય છે : તાપમાન વધતાં અણુઓની રેખીય ગતિ ઉપરાંત ભ્રમણગતિ અને આંદોલનીય ગતિમાં વધારો થતો હોવાથી આણ્વિય સ્તરે અવ્યવસ્થામાં વધારો થાય છે. આંતરિક ઊર્જા (U) અને એન્થાલ્પી (H)ની જેમ એન્ટ્રોપી (S) પણ અવસ્થા વિધેય છે. આથી એન્ટ્રોપી ફેરફાર પ્રણાલીની પ્રારંભિક અવસ્થા અને અંતિમ અવસ્થા પર આધાર રાખે છે, નહિ કે આ પ્રાપ્ત કરવાના પથ પર. ધારો કે પ્રણાલીની પ્રારંભિક અવસ્થાની એન્ટ્રોપી S_i અને અંતિમ અવસ્થાની એન્ટ્રોપી S_f છે. આ ફેરફારને લીધે અવ્યવસ્થિતતામાં અથવા એન્ટ્રોપીમાં વધારો થતો હોય, તો $\Delta S = (S_f - S_i) > 0$

3.7.3 આદર્શવાયુનું શૂન્યાવકાશમાં વિસ્તરણ અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર (Expansion of an Ideal Gas in Vacuum and Change in Entropy) : એક મોલ આદર્શ વાયુ ભરેલા પાત્રને શૂન્યાવકાશ કરેલા પાત્ર સાથે જોડતાં શૂન્યાવકાશમાં વાયુનું આપમેળે વિસ્તરણ થાય ત્યારે પ્રણાલી દ્વારા કોઈ કાર્ય થતું નથી, કારણ કે કાર્ય $W = P\Delta V$ માં Pનું મૂલ્ય શૂન્યાવકાશને લીધે શૂન્ય છે. વધુમાં આ પ્રક્રમમાં વાયુ ઉષ્મા ગુમાવતો નથી અને મેળવતો પણ નથી. આથી $q = 0$ અને પરિણામે $\Delta U = 0$ થશે. આ પ્રક્રમ પ્રતિવર્તી નથી. આથી $q_{irr} = 0$ થશે. આમ, આદર્શવાયુ માટેના શૂન્યાવકાશમાં થતા વિસ્તરણ માટે $P = 0$, $\Delta U = 0$ અને $q_{irr} = 0$ થશે. પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ દરમિયાન વાયુનું કદ વધતું હોવાથી એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવી શકાય છે. આપણે જાણીએ છીએ કે એક મોલ વાયુ માટે,

$$q_{rev} = RT\ln\frac{V_2}{V_1}$$

$$\therefore \frac{q_{rev}}{T} = R\ln\frac{V_2}{V_1}$$

પરંતુ, $\frac{q_{rev}}{T} = \Delta S$

$$\therefore \Delta S = R\ln\frac{V_2}{V_1} = 2.303\ R\log\frac{V_2}{V_1}$$

જ્યાં V_1 = વાયુનું પ્રારંભિક કદ અને

V_2 = વાયુનું અંતિમ કદ છે.

બોઈલના નિયમ પ્રમાણે $P_1V_1 = P_2V_2$

$$\therefore \frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$$

જ્યાં P_1 = વાયુનું પ્રારંભિક દબાણ અને

P_2 = વાયુનું અંતિમ દબાણ છે.

$$\therefore \Delta S = R\ln\frac{P_1}{P_2} = 2.303\ R\log\frac{P_1}{P_2} \text{ થાય.}$$

3.7.4 મુક્ત ઊર્જા અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ (Free Energy and Second Law of Thermodynamics) : કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તેને એન્ટ્રોપીના આધારે નક્કી કરવા પ્રણાલી અને પર્યાવરણ એમ બંનેમાં થતા એન્ટ્રોપીના ફેરફાર નક્કી કરવા પડે છે. મુક્ત ઊર્જા એ એક એવું અવસ્થા વિધેય છે કે જેમાં પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તે નક્કી કરવા ફક્ત પ્રણાલીની મુક્ત ઊર્જામાં થતો ફેરફાર શોધવો પડે છે. આ અવસ્થા વિધેય મુક્ત ઊર્જા (G), પ્રણાલીની એન્થાલ્પી (H) અને એન્ટ્રોપી (S) વચ્ચેનો સંબંધ નીચેના સમીકરણ દ્વારા દર્શાવાય છે.

$$G = H - TS$$

પરંતુ જો નિયત તાપમાને પ્રણાલીની અવસ્થા બદલાય તો ત્રણેય અવસ્થા વિધેયનાં મૂલ્યોમાં ફેરફાર થાય છે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય છે

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

જેમાં ΔH અને ΔS અનુક્રમે પ્રણાલીની એન્થાલ્પી અને એન્ટ્રોપીમાં થતા ફેરફારનાં મૂલ્યો છે. તેની મદદથી

ΔGનું મૂલ્ય મેળવી શકાય છે. આ ત્રણેય અવસ્થા વિધેયોનાં મૂલ્યો તાપમાન બદલાતાં બદલાય છે.

આપમેળે થતી પ્રક્રિયાઓમાં ΔGનું મૂલ્ય ઋણ(−) મળે છે, કારણ કે આપમેળે થતી બધી પ્રક્રિયાઓમાં પ્રણાલીની મુક્ત ઊર્જા ઘટે છે. આપમેળે ન થતી પ્રક્રિયામાં ΔG નું મૂલ્ય ધન (+) અને સંતુલન પ્રક્રિયામાં ΔGનું મૂલ્ય શૂન્ય (0) થાય છે.

અહીં સંજ્ઞા G ગિબ્સની મુક્ત ઊર્જા માટે છે અને તે અવસ્થા વિધેય છે. જે માત્રાત્મક ગુણધર્મ ધરાવે છે. કોઈ પણ પદાર્થની મુક્ત ઊર્જાનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય શોધી શકાતું નથી, કારણ કે તે પદાર્થની એન્થાલ્પીના નિરપેક્ષ મૂલ્ય પર આધાર રાખે છે. અને પદાર્થની એન્થાલ્પીનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય પણ શોધી શકાતું નથી. આથી જ ત્રણેય વિધેયોમાંના ફેરફારનાં મૂલ્યોને મહત્ત્વ આપવામાં આવ્યું છે.

3.7.5 સંયોજનની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા (Standard Free Energy of Formation of Compounds) : પ્રમાણિત સ્થિતિમાં બધાં જ તત્ત્વોની મુક્ત ઊર્જાનું મૂલ્ય શૂન્ય સ્વીકારવામાં આવ્યું છે. આને આધારે, **"એક મોલ સંયોજન પ્રમાણિત સ્થિતિમાં પ્રમાણિત સ્થિતિ ધરાવતાં તત્ત્વોની પ્રત્યક્ષ પ્રક્રિયાથી ઉત્પન્ન થાય, તો પ્રક્રિયામાં થતા મુક્ત ઊર્જાના ફેરફારનું મૂલ્ય તે સંયોજનની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા સમાન થશે."**

જેમકે 298 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણે H_2 અને O_2 વાયુ વચ્ચેની પ્રત્યક્ષ પ્રક્રિયાથી 1 મોલ પ્રવાહી સ્વરૂપે પાણી બને, તો મુક્ત ઊર્જાનો ફેરફાર $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$ પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને −237.13 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ પ્રવાહી પાણીની સર્જન મુક્ત ઊર્જા

$$[\Delta_f G^0 (H_2O)_{(l)}] = -237.13 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

કારણ કે $H_{2(g)}$ અને $O_{2(g)}$ની મુક્ત ઊર્જા તેઓ તત્ત્વ સ્વરૂપમાં હોવાથી સ્વીકાર્યા પ્રમાણે શૂન્ય થશે.

કોષ્ટક 3.3માં 298 K તાપમાને સંયોજનનાં પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જાનાં મૂલ્યો આપવામાં આવ્યાં છે :

કોષ્ટક 3.3 કેટલાંક સંયોજનોનાં પ્રમાણિત સર્જન-મુક્ત ઊર્જાનાં મૂલ્યો (298 K)

સંયોજન	$\Delta_f G^0$ કિ જૂલ મોલ$^{-1}$	સંયોજન	$\Delta_f G^0$ કિ જૂલ મોલ$^{-1}$
$H_2O_{(l)}$	−237.13	$CH_3OH_{(l)}$	−166.23
$H_2O_{(g)}$	−228.61	$C_2H_5OH_{(l)}$	−174.77
$CH_{4(g)}$	−50.79	$HCl_{(g)}$	−95.27
$C_2H_{2(g)}$	+209.2	$NH_{3(g)}$	−16.65
$CO_{(g)}$	−137.28	$NO_{(g)}$	+86.69
$CO_{2(g)}$	−394.38	$NO_{2(g)}$	+51.84
$C_6H_{6(l)}$	+124.52		

રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં થતો પ્રમાણિત મુક્ત ઊર્જાનો ફેરફાર પ્રક્રિયકો અને નીપજોની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જાની માહિતીના આધારે ગણી શકાય છે.

$\Delta_r G^0_{\text{પ્રક્રિયા}}$

$= \Sigma \Delta_f G^0_{\text{નીપજો}} - \Sigma \Delta_f G^0_{\text{પ્રક્રિયકો}}$

= (નીપજોની કુલ પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા) − (પ્રક્રિયકોની કુલ પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા)

નિયત તાપમાને આદર્શવાયુનું દબાણ બદલાતાં કદમાં ફેરફાર થાય છે, આ સાથે તેની મુક્ત ઊર્જામાં થતો ફેરફાર નીચેના સમીકરણનો ઉપયોગ કરીને શોધી શકાય છે :

$$\Delta G = nRT\ln\frac{P_2}{P_1}$$

$$\therefore \Delta G = 2.303\, nRT \log\frac{P_2}{P_1}$$

જેમાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. P_1 અને P_2 પ્રારંભિક અને અંતિમ સ્થિતિએ દબાણ છે. આદર્શ વાયુ માટે $P_1V_1 = P_2V_2$ હોવાથી ઉપરનું સમીકરણ નીચેના સ્વરૂપે લખી શકાય છે.

$$\Delta G = nRT\ln\frac{V_1}{V_2}$$

$$\therefore \Delta G = 2.303\, nRT \log\frac{V_1}{V_2}$$

જેમાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. V_1 અને V_2 પ્રારંભિક અને અંતિમ સ્થિતિએ વાયુનું કદ છે.

દાખલો 13 : $C_6H_{6(l)}$, $CO_{2(g)}$, અને $H_2O_{(l)}$ ની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જા અનુક્રમે 124.52 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$, − 394.38 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ અને − 237.13 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, તો $C_6H_{6(l)} + 7.5O_2 = 6CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$ પ્રક્રિયા માટે 298K તાપમાને મુક્ત ઊર્જાનો ફેરફાર ΔG^0 શોધો.

ઉકેલ : $\Delta_r G^0 = \Sigma\Delta_f G^0_{\text{નીપજો}} - \Sigma\Delta_f G^0_{\text{પ્રક્રિયકો}}$

$$\therefore \Delta_r G^0 = [6(\Delta_f G^0_{CO_2}) + 3(\Delta_f G^0_{H_2O})] - [(\Delta_f G^0_{C_6H_6} + 7.5\ (\Delta_f G^0_{O_2})]$$

$$\therefore \Delta_r G^0 = [6\ (-\ 394.38) + 3(-\ 237.13)] - [124.52 + 7.5(0)]$$

$$= [(-\ 2366.28) + (-\ 711.39)] - 124.52$$

$$= (-\ 3077.67) - 124.52$$

$$= 3202.19 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

3.7.6 મુક્ત ઊર્જા અને સંતુલન અચળાંક (Free Energy and Equilibrium Constant) : નિયત તાપમાને અને નિયત દબાણે થતી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ માટે પ્રમાણિત મુક્ત-ઊર્જાનો ફેરફાર પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંક (K) સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધ ધરાવે છે :

$\Delta_r G^0 = -\ RT\ln K = -\ 2.303\ RT \log K$. જો પ્રણાલી વાયુ-અવસ્થા ધરાવતી હોય તો $K = K_p$ અને જો પ્રક્રિયકો અને નીપજોનું સમાંગ પ્રવાહી દ્રાવણ બનતું હોય તો, $K = K_c$ થાય છે.

જે પ્રક્રિયાઓ માટે $\Delta_r G^0$ નું મૂલ્ય ઋણ (−) હોય તેવી પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય 1 કરતાં વધારે હોય છે. જે પ્રક્રિયાઓ માટે ΔG^0 નું મૂલ્ય ધન (+) હોય તે પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય 1 કરતાં ઓછું હોય છે.

આથી, $K > 1$ હોય, તો ΔG^0 = ઋણ (−), જેથી પ્રક્રિયા આપમેળે થશે.

$K < 1$ હોય, તો ΔG^0 = ધન (+), જેથી પ્રક્રિયા આપમેળે થશે નહિ.

$K = 1$ હોય, તો ΔG^0 = શૂન્ય (0), જેથી પ્રક્રિયા સંતુલન-સ્થિતિમાં હશે.

દાખલો 14 : 298 K તાપમાને $NO_{(g)}$ અને $NO_{2(g)}$ની પ્રમાણિત સર્જન ઉષ્માનાં મૂલ્યો અનુક્રમે 90.37 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ અને 33.85 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, $NO_{(g)}$, $O_{2(g)}$ અને $NO_{2(g)}$ની 298 K તાપમાને અને 1 બાર દબાણે એન્ટ્રોપી અનુક્રમે 210.45, 205 અને 240.6 જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે, તો નીચેની પ્રક્રિયા માટે ΔH^0, ΔS^0 અને ΔG^0 અને સંતુલન-અચળાંક K_pનાં મૂલ્યો 298K તાપમાને શોધો :

પ્રક્રિયા : $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

ઉકેલ :

$$\Delta H^0 = [2 \times \Delta H^0_{NO_2}] - [(2 \times \Delta H^0_{NO}) + (1 \times \Delta H^0_{O_2})]$$

$$= [2 \times 33.85] - [(2 \times 90.37) + 1(0.0)]$$

$$= 67.7 - 180.74$$

$$= -\ 113.04 \text{ કિલો જૂલ}$$

$$= -\ 113040 \text{ જૂલ}$$

$$\Delta S^0 = [2 \times \Delta S^0_{NO_2}] - [(2 \times \Delta S^0_{NO}) + (1 \times \Delta S^0_{O_2})]$$

$$= [2 \times 240.6] - [(2 \times 210.45) + 1(205)$$

$$= 481.2 - 625.9$$

$$= -\ 144.7 \text{ જૂલ કેલ્વિન}^{-1}$$

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$= [-\ 113040] - [298 \times (-\ 144.7)]$$

$$= -\ 113040 + 43120.6$$

$$= -\ 69919.4 \text{ જૂલ}$$

$$\Delta G^0 = -\ 2.303\ RT\ \log\ K_p$$

$$-\ 69919.4 = -\ 2.303 \times 8.314 \times 298 \log K_p$$

$$\log K_p = \frac{-\ 69919.4}{-\ 2.303 \times 8.314 \times 298}$$

$$= \frac{+\ 69919.4}{+\ 5705.85}$$

$$\log K_p = 12.2540$$

એન્ટિલોગ લેતાં,

$$K_p = 1.795 \times 10^{12} \text{ બાર}^{-1}$$

દાખલો 15 : 298 K તાપમાને નીચેની એસ્ટરીકરણ પ્રક્રિયાના સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય 4.0 છે, તો આ પ્રક્રિયા માટે ΔG^0નું મૂલ્ય શોધો.

પ્રક્રિયા : $CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$

ઉકેલ : $\Delta G^0 = -2.303\ RT\ log\ K_c$

$= -2.303 \times 8.314 \times 298\ log\ 4$

$= -5705.84 \times 0.6021$

$(log\ 4 = 0.6021)$

$= -3435.49$ જૂલ

3.7.7 ગિબ્સની મુક્ત ઊર્જા અને ઉપયોગી કાર્ય (Gibbs' Free Energy and Useful Work) :

(i) ઉપર વર્ણવેલાં ઉદાહરણો પરથી સમજાશે કે ΔG^0નું મૂલ્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયાની આપમેળે થવાની વૃત્તિનું પરિમાણ છે, આ ઉપરાંત મુક્ત ઊર્જા ઉપયોગી કાર્ય સાથે પણ સંબંધ ધરાવે છે. કોઈ પણ પ્રક્રમ સાથે સંકળાયેલા મુક્ત ઊર્જાના ફેરફારનું મૂલ્ય તે પ્રક્રમ દ્વારા પ્રાપ્ત થઈ શકતું મહત્તમ શક્ય કાર્ય છે. એટલે કે મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર મહત્તમ ઉપયોગી કાર્ય સાથે સંકળાયેલ છે, જેમકે

$\Delta G = -W_{max}$ (ઋણ (–) મૂલ્ય આપમેળે થતા પ્રક્રમ માટે)

આમ, સૈદ્ધાંતિક રીતે આપમેળે થતો કોઈ પણ પ્રક્રમ કાર્ય કરવા માટે ઉપયોગમાં લઈ શકાય છે. જે પ્રક્રમ માટે ΔG નું મૂલ્ય વધારે ઋણ (–) હોય, તેવા પ્રક્રમ દ્વારા સૌથી વધારે કાર્ય થઈ શકે છે.

(ii) વિદ્યુતરાસાયણિક કોષ કાર્યરત હોય ત્યારે કોષ દ્વારા થતું વિદ્યુતકાર્ય $W_{(વિદ્યુત)}$ કોષમાં આપમેળે થતી રાસાયણિક પ્રક્રિયા સાથે સંકળાયેલા મુક્ત ઊર્જાના ફેરફાર ΔG સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધ ધરાવે છે :

$\Delta G = -W_{(વિદ્યુત)}$

પરંતુ કોષ દ્વારા થતું વિદ્યુતકાર્ય કોષ પોટેન્શિયલ $(E_{કોષ})$ અને કોષમાંથી મેળવેલા વિદ્યુતના જથ્થા (nF) સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધ ધરાવે છે.

$W_{(વિદ્યુત)} = nFE_{(કોષ)}$

જ્યાં F = ફેરાડે-અચળાંક = 96500 કુલમ્બ

n = કોષમાં બાહ્ય પરિપથમાંથી પસાર થતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા છે.

$\Delta G = -W_{(વિદ્યુત)}$ પરિપથમાં પસાર થતા ઉપરનાં બંને સમીકરણમાંથી નીચેનો સંબંધ તારવી શકાય :

$\Delta G = -nFE_{કોષ}$

જો કોષ પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય તો પ્રક્રિયા સાથે સંકળાયેલ મુક્ત ઊર્જાનો ફેરફાર અને પ્રમાણિત વીજરાસાયણિક કોષના પોટેન્શિયલ વચ્ચેનો સંબંધ નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવી શકાય છે. $\Delta G^0 = -nFE^0_{કોષ}$

જ્યાં $E^0_{કોષ}$ પૂર્ણ કોષના બંને અર્ધકોષોના પ્રમાણિત રિડક્શન પોટેન્શિયલનો તફાવત છે.

દાખલો 16 : પ્રમાણિત કોષમાં થતી પ્રક્રિયા $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} = Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ માટે ΔG^0નું મૂલ્ય શોધો. 298 K તાપમાને પ્રમાણિત કોષ-પોટેન્શિયલ $(E^0_{કોષ})$નું મૂલ્ય 1.1 વૉલ્ટ છે. F = 96500 કુલમ્બ (4.184 જૂલ = 1 કૅલરી)

ઉકેલ : $\Delta G^0 = -nFE^0_{કોષ}$

આપેલી પ્રક્રિયા માટે n = 2 લેતાં

$= -2 \times 96500 \times 1.1$ વૉલ્ટ કુલમ્બ

(વૉલ્ટ કુલમ્બ = જૂલ)

$= -212300$ જૂલ

4.184 જૂલ = 1 કૅલરી

$$\Delta G^0 = \frac{-212300}{4.184}$$

$= -50740.9$ કૅલરી

3.7.8 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમની મર્યાદાઓ (Limitations of Second Law of Thermodynamics) :

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ આપમેળે થવાની ક્ષમતા ધરાવે છે. કે નહિ અને જો તે પ્રક્રિયા આપમેળે થઈ શકતી હોય, તો તે પ્રક્રિયાઓના સંતુલન-અચળાંકનાં મૂલ્યોની ગણતરી ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમને આધારે થઈ શકે છે. પરંતુ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓના વેગ અંગેની માહિતી આ નિયમ અને વિજ્ઞાન આપી શકતું નથી. આમ, ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર રાસાયણિક ગતિકી વિષયથી સ્વતંત્ર છે.

3.8 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ (Third Law of Thermodynamics)

સામાન્ય રીતે પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય તાપમાન-વધારાની સાથે વધે છે, કારણ કે તાપમાન વધતાં પદાર્થના અણુઓમાં અવ્યવસ્થિતતા વધે છે, અણુઓની આંદોલન ગતિ, રેખીય ગતિ અને ભ્રમણગતિમાં વધારો થવાથી પદાર્થની

એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય વધે છે. તેનાથી વિરુદ્ધ તાપમાનના ઘટાડાની સાથે પદાર્થના અણુઓની આંદોલનગતિ, રેખીય ગતિ અને ભ્રમણગતિમાં ઘટાડો થવાથી અવ્યવસ્થિતતા ઘટે છે અને વ્યવસ્થિતતામાં વધારો થતાં એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય ઘટે છે.

1906માં જર્મન વૈજ્ઞાનિક નર્નસ્ટે જણાવ્યું કે સંપૂર્ણ શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય તાપમાનના ઘટાડાની સાથે ઘટતું જાય છે. તેના ઉપરથી ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ આ પ્રમાણે દર્શાવી શકાય છે.

"નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાને સંપૂર્ણ શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય શૂન્ય હોય છે." એટલે કે નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાને સંપૂર્ણ શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થમાં તેના ઘટકકણોની ગોઠવણી સંપૂર્ણપણે વ્યવસ્થિત હોય છે. આથી ઘનમાં સૌથી ઓછી, પ્રવાહીમાં વધારે અને વાયુમાં સૌથી વધારે એન્ટ્રોપી હોય છે.

નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાને પદાર્થના અણુઓની ગતિજ-ઊર્જા બિલકુલ નહિવત્ હોય છે. પરંતુ તેની સ્થિતિજ-ઊર્જા શૂન્ય હોતી નથી. પરિણામે આંતરિક ઊર્જાનું મૂલ્ય શૂન્ય હોતું નથી. વધુમાં આંતરિક ઊર્જા પદાર્થની લાક્ષણિકતા છે. પરિણામે પદાર્થની આંતરિક ઊર્જાનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય ગણી શકાતું નથી, પરંતુ પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું નિરપેક્ષ મૂલ્ય ગણી શકાય છે.

એક મોલ પદાર્થની એન્ટ્રોપીને મોલર એન્ટ્રોપી S_m દ્વારા દર્શાવવામાં આવે છે. નિયત તાપમાને અને પ્રમાણિત સ્થિતિએ એક મોલ પદાર્થની એન્ટ્રોપીને પ્રમાણિત મોલર એન્ટ્રોપી S^0_m કહે છે. પદાર્થની પ્રમાણિત મોલર એન્ટ્રોપીને નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપી પણ કહે છે. મોલર એન્ટ્રોપીનો એકમ જૂલ કેલ્વિન $^{-1}$ મોલ $^{-1}$ છે. 298 K તાપમાને કેટલાંક તત્ત્વો અને સંયોજનોની નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો કોષ્ટક 3.4માં આપવામાં આવ્યાં છે.

કોષ્ટક 3.4 કેટલાંક તત્ત્વો અને સંયોજનોની નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો 298 K તાપમાને

ઘન S^0_m		પ્રવાહી S^0_m		વાયુ S^0_m	
તત્ત્વ/સંયોજન	જૂલ કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	તત્ત્વ/સંયોજન	જૂલ કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$	તત્ત્વ/સંયોજન	જૂલ કે$^{-1}$ મોલ$^{-1}$
C (ગ્રેફાઇટ)	5.740	$Hg_{(l)}$	76.62	$Hg_{(g)}$	130.68
C (હીરો)	2.377	$H_2O_{(g)}$	188.83	$N_{2(g)}$	191.61
S (રહોમ્બિક)	31.80	$H_2O_{(l)}$	69.91	$O_{2(g)}$	205.14
$Al_{(s)}$	28.33	$C_2H_5OH_{(g)}$	282.7	$CO_{2(g)}$	213.74
$NaCl_{(s)}$	72.13	$C_2H_5OH_{(l)}$	160.7	$NO_{(g)}$	210.76
$NaCl_{(aq)}$	115.5	$C_6H_{6(l)}$	173.3	$NO_{2(g)}$	240.06
$CaCO_3$ (કેલ્સાઇટ)	92.9	$CH_3COOH_{(l)}$	159.8	$NH_{3(g)}$	192.45
$CaCO_3$ (એરેગોનાઇટ)	88.7	$CH_3OH_{(l)}$	126.8	$CH_{4(g)}$	186.26
$CaO_{(s)}$	39.75				

પદાર્થોના નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો ઉપરથી કહી શકાય છે કે ઘન પદાર્થની એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો ઓછાં હોય છે. પ્રવાહી પદાર્થોની એન્ટ્રોપીનાં મૂલ્યો ઘન કરતાં વધુ અને વાયુ પદાર્થો કરતાં ઓછાં હોય છે.

સારાંશ

આ એકમમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા અનુભવતા પ્રક્રિયાના અણુમાં રહેલા બંધ તૂટવાની અને નવા બંધ-નિર્માણની પ્રક્રિયા, ઉષ્માશોષક અને ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ. કેટલીક પાયાની સંકલ્પનાઓ જેવી કે પ્રણાલી વિશ્વનો એક અતિ સૂક્ષ્મ ભાગ કે જે વિશ્વના બાકીના ભાગથી કે ચોક્કસ હદ રેખાથી અલગ થયેલો હોય અને જેના પર બાહ્ય ફેરફારો દ્વારા પ્રયોગો કરી અવલોકનની નોંધ કરવામાં આવતી હોય તેને પ્રણાલી કહે છે. પ્રણાલી સિવાયના ભાગને પર્યાવરણ કહેવાય. દ્રવ્ય અને ઊર્જાના વિનિમયને આધારે પ્રણાલીના ત્રણ પ્રકાર જેવા કે ખુલ્લી પ્રણાલી, જેમાં દ્રવ્ય અને ઊર્જાનો વિનિમય થાય છે. બંધ પ્રણાલી, જેમાં દ્રવ્યનો વિનિમય થતો નથી, પરંતુ ઊર્જાનો વિનિમય થાય છે. નિરાળી પ્રણાલી, જેમાં દ્રવ્ય અને ઊર્જાનો વિનિમય થતો નથી. પ્રક્રમ જેવા કે સમદાબી પ્રક્રમ, સમતાપી પ્રક્રમ અને સમોષ્મી પ્રક્રમની ચર્ચા કરી છે. માત્રાત્મક ગુણધર્મો જે દ્રવ્યની માત્રા ઉપર આધારિત છે અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો જે દ્રવ્યની માત્રા ઉપર આધારિત નથી, અવસ્થા-વિધેય અને તેનો ખ્યાલ આપ્યો. આંતરિક ઊર્જા (U), એન્થાલ્પી (H) અને આંતરિક ઊર્જા-ફેરફાર (ΔU) અને એન્થાલ્પી-ફેરફાર (ΔH) વિશે સમજ કેળવી અને તેમની બંને વચ્ચેનો સંબંધ ($\Delta H = \Delta U + P\Delta V$) તેમજ ($\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$) ના સૂત્રો અને તેના ઉપરથી દાખલાઓનો અભ્યાસ કર્યો.

કોઈ પણ બે ઉષ્માવાહક (Diathermic) પદાર્થો વચ્ચે તાપમાનની ઉષ્મીય સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થવાની વિધિને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો શૂન્ય નિયમ કહે છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ વાસ્તવમાં ઊર્જા સંચયનો નિયમ છે, જે જુદાં જુદાં સ્વરૂપે દર્શાવાય છે, એટલે કે વિશ્વમાં રહેલી ઊર્જાનો કુલ જથ્થો નિયત હોય છે. ઊર્જાનું સર્જન કે વિનાશ શક્ય નથી. પરંતુ ઊર્જાનું એક સ્વરૂપમાંથી બીજા સ્વરૂપમાં રૂપાંતર શક્ય છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું સંજ્ઞારૂપ $\Delta H = q + W$ અને ગાણિતિક સ્વરૂપ પ્રથમ નિયમની મદદથી કાર્યની સમજૂતી, પ્રણાલી ઉપર કાર્ય કરવાથી અથવા પ્રણાલી દ્વારા કાર્ય થવાથી આંતરિક ઊર્જાના ફેરફાર થાય છે. એન્થાલ્પી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ $\Delta H = q_p$ અચળ દબાણે એન્થાલ્પી ફેરફાર અને અચળ કદે આંતરિક ઊર્જા ફેરફાર ઉદાહરણો અને દાખલાઓમા ઉકેલ દ્વારા મેળવી શકાય.

એન્થાલ્પી ફક્ત નિયત દબાણે પ્રણાલીમાં થતા ઉષ્માના ફેરફારો માપવા માટેનું વિધેય છે. આ વિધેય નિયત કદે થતા ઉષ્માના ફેરફારો માપવા માટે ઉપયોગી નથી, આથી નિયત દબાણે અથવા નિયત કદે થતા ઉષ્માના ફેરફારો અને તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવવા ઉષ્માક્ષમતાની જરૂર પડી. ઉષ્માક્ષમતા અવસ્થા વિધેય નથી. વિશિષ્ટ ઉષ્માક્ષમતા મોલર ઉષ્માક્ષમતા તેમજ C_p અને C_v વચ્ચેનો સંબંધ $C_p - C_v = R$ પ્રસ્થાપિત કર્યો. આદર્શવાયુ માટે $\frac{C_p}{C_v} = \gamma$ અને γ (ગેમા)નું મૂલ્ય 1.4 છે. પ્રમાણિત સ્થિતિમાં ઘન અને વાયુરૂપ અણુ માટે પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી મૂલ્યો શૂન્ય ગણવામાં આવ્યાં. તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી, સર્જન એન્થાલ્પી અને દહન એન્થાલ્પીની સમજૂતી વ્યાખ્યા તેમજ દાખલાઓ દ્વારા ઉકેલ મેળવીને અભ્યાસ કર્યો. હેસનો અચળ ઉષ્મા સંકલનનો નિયમ કાર્બનના દહનથી અને એમોનિયમ ક્લોરાઇડ (NH_4Cl)નાં ઉદાહરણો દ્વારા તેમજ તેની ફળશ્રુતિ વિશે સમજ્યા.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની મર્યાદા ભૌતિક અને રાસાયણિક ફેરફાર અનુભવતાં ઉદાહરણો દ્વારા, સ્વયંભૂ પ્રક્રિયાની લાક્ષણિકતા અને પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તેની સમજૂતી માટે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમની રજૂઆત. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમમાં આપમેળે થતા બધા પ્રક્રમમાં એન્ટ્રોપી વધે છે અને આપમેળે થતા બધા પ્રક્રમમાં વિશ્વની એન્ટ્રોપી વધે છે. અને આપમેળે તથા બધા પ્રક્રમમાં પ્રણાલીની મુક્ત-ઊર્જા ઘટે છે. એન્ટ્રોપી (S) અને મુક્ત-ઊર્જા (G), એન્ટ્રોપી-ફેરફારો, ΔS જે પ્રણાલી અને પર્યાવરણ માટે નક્કી કરી અને $\Delta S_{કુલ}$નું મૂલ્ય નક્કી કરતાં જો ΔSનું મૂલ્ય ધન (+) હોય, તો પ્રક્રિયા આપમેળે થશે. જો ΔSનું મૂલ્ય ઋણ (–) હોય, તો પ્રક્રિયા આપમેળે થશે નહિ. તેમજ $\Delta S = 0$ હોય, તો પ્રક્રિયા સંતુલન સ્થિતિમાં રહે છે. $\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{\Delta H}{T}$ થાય છે, તે પરથી $\Delta S_{ગલન} = \frac{\Delta H_{ગલન}}{T}$,

$\Delta S_{બાષ્પાયન} = \frac{\Delta H_{બાષ્પાયન}}{T}$, $\Delta S_{ઊર્ધ્વપાતન} = \frac{\Delta H_{ઊર્ધ્વપાતન}}{T}$ તે જ રીતે એન્ટ્રોપી-ફેરફાર $\Delta S = (S_f - S_i) > 0$ પ્રક્રિયા આપમેળે થાય છે. આદર્શવાયુનું શૂન્યાવકાશમાં વિસ્તરણ થતાં ΔH અને $\Delta U = 0$ થાય છે. તેમજ એન્ટ્રોપી ફેરફાર $\Delta S = 2.303 \text{ R} \log \frac{V_2}{V_1}$ થાય છે.

કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ તેને પ્રણાલી અને પર્યાવરણ એમ બંનેમાં થતા એન્ટ્રોપી ફેરફારને આધારે નક્કી કરી શકાય છે. પરંતુ મુક્ત ઊર્જા (G) ફક્ત પ્રણાલીની મુક્ત ઊર્જામાં થતા ફેરફાર દ્વારા નક્કી કરી શકાય છે. અહીં સંજ્ઞા G ગિબ્સની મુક્ત ઊર્જા છે. જો મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ΔGનું મૂલ્ય ઋણ (–) હોય, તો પ્રક્રિયા આપમેળે થાય છે. ΔGનું મૂલ્ય ધન (+)હોય તો પ્રક્રિયા આપમેળે થતી નથી, $\Delta G = 0$ હોય તો પ્રક્રિયા સંતુલન સ્થિતિ ધરાવે છે. મુક્ત ઊર્જા (G), એન્થાલ્પી (H) અને એન્ટ્રોપી (S) વચ્ચેનો સંબંધ $G = H - TS$, જો નિયત તાપમાને પ્રણાલીની અવસ્થા બદલાય, તો ત્રણેય, અવસ્થા વિધેયનાં મૂલ્યોમાં ફેરફાર થાય છે, જેથી $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, જેમાં ΔH એન્થાલ્પી ફેરફાર અને ΔS એન્ટ્રોપી ફેરફાર દર્શાવે છે. નિયત તાપમાને આદર્શવાયુનું દબાણ બદલાતાં કદમાં ફેરફાર થાય છે. આ સાથે તેની મુક્ત ઊર્જામાં થતો ફેરફાર $\Delta G = nRT\ln \frac{P_2}{P_1}$ $\therefore \Delta G = 2.303 \text{ nRT} \log \frac{P_2}{P_1}$ અને $\therefore \Delta G = 2.303 \text{ nRT} \log \frac{V_1}{V_2}$ મેળવી શકાય. મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર અને સંતુલન અચળાંક માટે $\Delta G^0 = -2.303 \text{ RT} \log K$, જેના દ્વારા સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય 1 હોય, તો $\Delta G^0 = 0$ થાય, Kનું મૂલ્ય 1 કરતાં વધારે $(K > 1)$ હોય, તો $\Delta G^0 =$ ઋણ (–) અને Kનું મૂલ્ય 1 કરતાં ઓછું $(K < 1)$ હોય તો $\Delta G^0 =$ ધન (+) હોય છે. મુક્ત, ઊર્જા ફેરફાર અને ઉપયોગી કાર્ય $\Delta G = -W_{max}$ તેમજ વીજરાસાયણિક કોષ માટે $\Delta G = -nFE_{કોષ}$ના સૂત્ર દ્વારા મુક્ત ઊર્જાનું ફેરફાર મૂલ્ય શોધી શકાય છે, જે વ્યાખ્યાઓ અને ઉદાહરણો દ્વારા સમજી શકાય છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમની ઉપયોગિતા તેમજ મર્યાદાઓ તેમજ નર્નસ્ટ વૈજ્ઞાનિકે આપેલો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ "નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાને સંપૂર્ણ શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય શૂન્ય હોય છે." આથી શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થમાં તેના ઘટકકણોની ગોઠવણી સંપૂર્ણપણે વ્યવસ્થિત હોય છે. ઘનમાં સૌથી ઓછી, પ્રવાહીમાં ઘન કરતાં વધારે અને વાયુમાં સૌથી વધારે એન્ટ્રોપી હોય છે. પ્રમાણિત મોલર એન્ટ્રોપી S^0_m દ્વારા દર્શાવાય છે, જેનો એકમ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) નીચેનામાંથી કયું ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું સંજ્ઞારૂપ છે ?

(A) $\Delta U = q - w$ (B) $w = \Delta U - q$

(C) $\Delta U = q + P_v$ (D) $\Delta q + w = \Delta U$

(2) પ્રણાલીનો ગુણધર્મ પદાર્થના જથ્થા ઉપર આધારિત છે, તેવો ગુણધર્મ કયો ગુણધર્મ કહેવાય ?

(A) વિશિષ્ટ ગુણધર્મ (B) માત્રાત્મક ગુણધર્મ

(C) ઉષ્મીય ગુણધર્મ (D) ભૌતિક ગુણધર્મ

(3) કુદરતમાં થતી ઉષ્મા-પ્રક્રિયા માટે

(A) હંમેશાં તાપમાન શૂન્ય (B) હંમેશાં તાપમાન ઊંચું

(C) હંમેશાં તાપમાન નીચું (D) તાપમાન કોઈ પણ ક્રમનું હોય

(4) બંધ પ્રણાલી માટે કઈ પરિસ્થિતિમાં $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$નો સંબંધ સાચો કહી શકાય ?

(A) અચળ તાપમાન (B) અચળ દબાણ

(C) અચળ તાપમાન, દબાણ અને બંને સાથે (D) અચળ તાપમાન અને કદ

(5) કઈ પ્રક્રિયા માટે ΔS મહત્તમ હોઈ શકે ?

(A) $Mg_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow MgO_{(s)}$ (B) $CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

(C) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ (D) $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}$

(6) શામાં એન્ટ્રોપી ઘટે છે ?

(A) મીઠાનું જલીય દ્રાવણ બનાવતાં (B) પાણીનું બરફમાં રૂપાંતર

(C) ખુલ્લા પાત્રમાં મૂકેલો સૂકો બરફ (D) બરફનું પીગળવું

(7) આદર્શવાયુમાં સમતાપી સ્થિતિમાં શું ફેરફાર જોવા મળે છે ?

(A) એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો (B) આંતરિક ઊર્જામાં વધારો

(C) આંતરિક ઊર્જામાં ઘટાડો (D) એન્થાલ્પી અચળ બને

(8) પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા માટે ΔSનું મૂલ્ય કયો સંબંધ દર્શાવે છે ?

(A) $T - q_{rev}$ (B) $\frac{q_{rev}}{T}$ (C) $q_{rev} + T$ (D) $q_{rev} - T$

(9) સ્વયંભૂ રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે

(A) $\Delta H = +ve, \Delta S = -ve$ (B) $\Delta H = -ve, \Delta S = +ve$

(C) $\Delta G = +ve, \Delta S = -ve$ (D) $\Delta G = +ve, \Delta H = +ve$

(10) મુક્ત-ઊર્જા-ફેરફાર અને કોષ પોટેન્શિયલ વચ્ચે નીચેનામાંથી કયો સંબંધ સાચો છે ?

(A) $\Delta G = nFE_{કોષ}$ (B) $\Delta G = \frac{n}{F}E_{કોષ}$

(C) $\Delta G = -nFE_{કોષ}$ (D) $\Delta G = \frac{nF}{E_{કોષ}}$

(11) $A + B \rightleftharpoons C + D$ પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં સ્વયંભૂ છે, તો ΔG અને ΔS અનુક્રમે કઈ સંજ્ઞા રજૂ કરે છે ?

(A) ધન અને ઋણ (B) ધન અને ધન (C) ઋણ અને ધન (D) ઋણ અને ઋણ

(12) આદર્શવાયુ માટે સમોષ્મી-પ્રક્રિયા વખતે હંમેશાં

(A) તાપમાનમાં ઘટાડો જોવા મળે (B) $q = 0$

(C) $W = 0$ (D) $\Delta H = 0$

(13) નીચેનાંમાંથી કયું વિધાન સાચું છે ?

(A) ΔGએ ΔH કરતાં નાનું અથવા મોટું અથવા તેને સમાન હોઈ શકે.

(B) ΔG હંમેશાં ΔHના પ્રમાણમાં બદલાય છે.

(C) ΔG હંમેશાં ΔH કરતાં મોટું હોય છે.

(D) ΔG હંમેશાં ΔH કરતાં નાનું હોય છે.

(14) પ્રક્રિયા માટે $K_c = 1$ હોય, તો ΔG^0ની કિંમત શું હોઈ શકે ?

(A) અનંત (B) 0 (C) ઋણ (D) ધન

(15) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો કયો નિયમ પદાર્થની ચોક્કસ એન્ટ્રોપી વિશે માહિતી આપે છે ?

(A) પ્રથમ નિયમ (B) બીજો નિયમ (C) ત્રીજો નિયમ (D) શૂન્ય નિયમ

(16) આપમેળે થતી પ્રક્રિયા માટે આદર્શ પરિસ્થિતિ કઈ છે ?

(A) $T\Delta S = \Delta H$, $\Delta H = +ve$ $\Delta S = +ve$

(B) $T\Delta S = \Delta H$, $\Delta H = -ve$ $\Delta S = -ve$

(C) $T\Delta S > \Delta H$, $\Delta H = +ve$ $\Delta S = +ve$

(D) $T\Delta S > \Delta H$, $\Delta H = +ve$ $\Delta S = -ve$

(17) કળીચૂનાની પાણી સાથેની પ્રક્રિયા ઓરડાના તાપમાને અને નીચા તાપમાને પ્રતિગામી થાય છે, તેથી

(A) ΔH અને ΔS બંને +ve (B) $\Delta H = +ve$ અને $\Delta S = -ve$

(C) $\Delta H = -ve$ અને $\Delta S = +ve$ (D) ΔH અને ΔS બંને −ve

(18) ΔG^0 અને K_p વચ્ચેનો સાચો સંબંધ કયો છે ?

(A) $K_p = \left(\frac{e}{RT}\right)^{\Delta G^0}$ (B) $K_p = \frac{\Delta G^0}{RT}$

(C) $K_p = e^{-\Delta G^0/RT}$ (D) $K_p = -RT\, log \Delta G^0$

(19) મુક્ત તત્ત્વ માટે નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય કયું હોઈ શકે ?

(A) હંમેશાં ઋણ હોય છે. (B) હંમેશાં ધન હોય છે.

(C) હંમેશાં શૂન્ય હોય છે. (D) 273 K તાપમાને શૂન્ય

(20) પ્રેસરકૂકરમાં મૂકેલા ચોખા રંધાવાની પ્રક્રિયા કઈ પ્રણાલી સૂચવે છે ?

(A) ખુલ્લી પ્રણાલી (B) બંધ પ્રણાલી (C) નિરાળી પ્રણાલી (D) બધી જ પ્રણાલી

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં જવાબ આપો :

(1) પ્રણાલી એટલે શું ?

(2) નિરાળી પ્રણાલી કોને કહે છે ? ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(3) બંધ પ્રણાલી એટલે શું ?

(4) ઉષ્માશોષક અને ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા કોને કહે છે ?

(5) માત્રાત્મક ગુણધર્મ કોને કહે છે ?

(6) વિશિષ્ટ ગુણધર્મ કોને કહે છે ?

(7) અવસ્થા વિધેય કોને કહે છે ?

(8) આંતરિક ઊર્જા અને એન્થાલ્પીની વ્યાખ્યા આપો.

(9) રસાયણવિજ્ઞાનમાં મુખ્યત્વે કયા પ્રકારનાં કાર્યો થતાં જોવા મળે છે ?

(10) ઉષ્માક્ષમતાની વ્યાખ્યા આપો.

(11) પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી અને સર્જન-એન્થાલ્પીની વ્યાખ્યા આપો.

(12) ઉષ્મીય સંતુલન કોને કહે છે ?

(13) પ્રક્રમ દરમિયાન પ્રણાલીએ શોષેલી બધી જ ઉષ્મા કાર્યમાં ક્યારે વપરાઈ જાય છે ?

(14) આદર્શવાયુના શૂન્યાવકાશમાં વિસ્તરણ માટે એન્ટ્રોપી ફેરફારનું સમીકરણ દર્શાવો.

(15) ઊર્ધ્વપાતન અનુભવતા પદાર્થો માટે એન્ટ્રોપીનું સૂત્ર લખો.

(16) બરફનો ટુકડો ઓરડાના તાપમાને રાખતાં આપમેળે પીગળે છે. આ ક્રિયા ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના કયા નિયમને આધીન છે ?

(17) પદાર્થનું તાપમાન એટલે શું ?

(18) પાણીની બાષ્પની એન્ટ્રોપી પાણી કરતાં વધુ હોય છે. શા માટે ?

(19) 270 K અને 275 K તાપમાને રહેલા બરફ માટે ΔGનું મૂલ્ય કેવું હશે ?

(20) પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત ઊર્જાની વ્યાખ્યા આપો.

(21) મુક્ત ઊર્જાના ફેરફાર અને કોષ પોટેન્શિયલ વચ્ચે સંબંધ દર્શાવતું સમીકરણ લખો.

(22) તાપમાનના વધારા સાથે પદાર્થની એન્ટ્રોપીનું મૂલ્ય શા માટે વધે છે ?

(23) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના બીજા નિયમની મર્યાદા લખો.

(24) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ લખો.

(25) મુક્ત ઊર્જા અને આદર્શવાયુના દબાણના ફેરફારનો સંબંધ દર્શાવતું સમીકરણ આપો.

(26) એન્ટ્રોપી એટલે શું ?

(27) કઈ પ્રણાલી દ્વારા મહત્તમ કાર્ય થઈ શકશે ?

(28) 298 K તાપમાને $\Delta H < T\Delta S$ હોય, તો સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય કેટલું થાય ?

(29) 275 K અને 265 K તાપમાને રહેલા બરફ માટે ΔSનું મૂલ્ય કેવું હશે ?

(30) "કોઈ પણ પદાર્થની નિરપેક્ષ મુક્ત ઊર્જાનું મૂલ્ય માપી શકાતું નથી. શા માટે ?

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર આપો :

(1) પ્રણાલી એટલે શું ? તેના પ્રકાર આપી સમજાવો.

(2) પ્રક્રમ એટલે શું ? તેના પ્રકાર સમજાવો.

(3) માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો સમજાવો.

(4) અવસ્થા-વિધેય સવિસ્તર સમજાવો.

(5) આંતરિક ઊર્જા સમજાવો.

(6) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ લખો અને સંજ્ઞારૂપ સમીકરણ લખો.

(7) એક પ્રણાલીએ 525 જૂલ ઉષ્મા ગુમાવીને 785 જૂલ કાર્ય કર્યું, તો તેનો આંતરિક-ઊર્જાનો ફેરફાર શોધો.

(8) એક પ્રણાલીએ 650 જૂલ ઉષ્મા શોષીને તેમાં કાર્ય કર્યું. તેનો આંતરિક ઊર્જાનો ફેરફાર 440 જૂલ છે, તો કેટલું કાર્ય થયું હશે તે શોધો.

(9) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું ગાણિતીય સ્વરૂપ સમજાવો.

(10) એન્થાલ્પી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ સમજાવો.

(11) C_p અને C_v વચ્ચેનો સંબંધ તારવો

(12) ઉષ્માક્ષમતા વિશે ટૂંક નોંધ લખો.

(13) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ લખો. તે કયાં-કયાં સ્વરૂપે રજૂ કરી શકાય છે ?

(14) મુક્ત ઊર્જા અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ સમજાવો.

(15) ગિબ્સની મુક્ત ઊર્જા અને ઉપયોગી કાર્ય સમજાવો.

(16) સંયોજનની પ્રમાણિત સર્જન મુક્ત-ઊર્જા સમજાવો.

(17) આદર્શવાયુનું શૂન્યાવકાશમાં વિસ્તરણ અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર સમજાવો.

(18) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ લખો.

(19) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમની મર્યાદાઓ લખો.

(20) આપમેળે થતી પ્રક્રિયાની લાક્ષણિકતા ચર્ચો.

(21) એન્ટ્રોપી એટલે શું ? એન્ટ્રોપી ખ્યાલનો ઉપયોગ કરી પ્રક્રિયાની આપમેળે થવાની દિશા કઈ રીતે નક્કી થાય છે તે સમજાવો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર આપો :

(1) આંતરિક ઊર્જા અને એન્થાલ્પી સમજાવી, તેમની વચ્ચેનો સંબંધ તારવો.

(2) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ લખી સંજ્ઞારૂપે સમીકરણ અને ગાણિતીય સ્વરૂપ વિગતવાર સમજાવો.

(3) પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી, તટસ્થીકરણ એન્થાલ્પી અને સર્જન એન્થાલ્પી સમજાવો.

(4) હેસનો અચળ ઉષ્મા સંકલનનો નિયમ લખી, ઉદાહરણ દ્વારા સમજાવી તેની ઉપયોગિતા લખો.

(5) ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ લખો અને એન્ટ્રોપી સમજાવો.

(6) મુક્ત ઊર્જા એટલે શું ? રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન મુક્ત ઊર્જામાં થતો ફેરફાર, એન્થાલ્પી અને એન્ટ્રોપીના ફેરફાર સાથે શો સંબંધ ધરાવે છે ? આ સંબંધને આધારે કયા સંજોગોમાં પ્રક્રિયા આપમેળે થઈ શકે છે તે સમજાવો.

(7) નીચેના દાખલાઓ ગણો :

(1) 300 K તાપમાને નીચે આપેલી પ્રક્રિયા માટે આંતરિક ઊર્જા ફેરફાર –908 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે તો તેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર શોધો.

$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H_2O_{(l)} + 4NO_{(g)}$ (R = 8.314 જૂલ)

(2) $CO_{(g)}$, $CO_{2(g)}$, $N_2O_{(g)}$ અને $N_2O_{4(g)}$ની સર્જન એન્થાલ્પી (Enthalpy of Formation) અનુક્રમે –110, –393.81, 82 અને 9.7 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. નીચેની પ્રક્રિયાનો $\Delta_r H$ શોધો.

$N_2O_{4(g)} + 3CO_{(g)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 3CO_{2(g)}$

(3) નીચે આપેલાં સમીકરણોને આધારે $CH_3OH_{(l)}$ની પ્રમાણિત સર્જન-એન્થાલ્પીની ગણતરી કરો.

$CH_3OH_{(l)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_2 + 2H_2O_{(l)}$ $\Delta_r H^0 = -726$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

C ગ્રેફાઈટ + $O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta_f H^0 = -393$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + H_2O_{(l)}$ $\Delta_f H^0 = -286$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

(4) પ્રક્રિયા $2x + y \rightarrow z$ માટે $\Delta H = 400$ કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$ અને $\Delta S = 0.2$ કિલો જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ મોલ$^{-1}$ હોય, તો કયા લઘુતમ તાપમાને પ્રક્રિયા સ્વયંભૂ થઈ શકશે ?

(5) નીચેની પ્રક્રિયા $2P_{(g)} + Q_{(g)} \rightarrow 2R_{(g)}$ માટે $\Delta U^0 = -10.5$ કિલો જૂલ અને $\Delta S^0 = -44.2$ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ છે. પ્રક્રિયા માટે $\Delta_r G^0$ શોધો. પ્રક્રિયા આપમેળે થશે કે નહિ ? શા માટે ?

(6) નીચે આપેલી માહિતીને આધારે 298 K તાપમાને કઈ પ્રક્રિયા આપમેળે થશે તે જણાવો.

પ્રક્રિયા X : $\Delta H = 52$ કિલો જૂલ; $\Delta S = 958$ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$

પ્રક્રિયા Y : $\Delta H = -60$ કિલો જૂલ; $\Delta S = -65$ જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$

(7) $P + Q \rightleftharpoons R + S$ પ્રક્રિયા 320 કેલ્વિન તાપમાને કરતાં એન્થાલ્પી અને એન્ટ્રોપીમાં થતો ફેરફાર અનુક્રમે 170 કિલો જૂલ અને 26 જૂલ કેલ્વિન$^{-1}$ છે. આ પ્રક્રિયા સ્વયંભૂ થશે ? શા માટે શોધો.

(9) 298 K તાપમાને પ્રમાણિત વિદ્યુતકોષમાં થતી $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ પ્રક્રિયા માટે પ્રમાણિત મુક્ત ઊર્જાનો ફેરફાર અને સંતુલન અચળાંક શોધો. પ્રમાણિત વિદ્યુતકોષ પોટેન્શિયલ 0.78 વોલ્ટ અને F = 96500 કુલોમ્બ છે.

(10) 298 K તાપમાને નીચેની કોષ પ્રક્રિયા માટે મુક્ત ઊર્જાના ફેરફારનું મૂલ્ય –76322 કેલરી છે, તો વિદ્યુતકોષનો પોટેન્શિયલ ગણો. F = 96500 કુલોમ્બ 1 કેલરી = 4.184 જૂલ. પ્રક્રિયા $A_{(s)} + B^{2+}_{(aq)} \rightarrow A^{2+}_{(aq)} + B_{(s)}$

(11) 298 K તાપમાને નીચેની પ્રક્રિયાનો સંતુલન-અચળાંક $K_p = 6.022 \times 10^{-5}$ છે, તો આપેલી પ્રક્રિયા માટે $\Delta_r G^0$નું મૂલ્ય ગણો. પ્રક્રિયા $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$

•

ડૉ. વેંકટરામન રામાક્રિષ્નન

ડૉ. વેંકટરામન રામાક્રિષ્નન, જન્મભૂમિ તરીકે ભારતને આખા વિશ્વમાં શ્રેય અપાવનાર સાતમા ભારતીય (જન્મ ભારતમાં) નોબેલ પારિતોષિક વિજેતા છે. તેમનો જન્મ 1952માં તમિલનાડુ રાજ્યના ચિદમ્બરમ્ શહેરમાં થયો હતો. આ શહેર કુડાલોર (Cuddalore) જિલ્લાના તેહસિલ (Tehsil) તાલુકામાં આવેલું છે. તેમની ત્રણ વર્ષની ઉંમરે તે તેમનાં માતા-પિતા સાથે ગુજરાત રાજ્યના વડોદરા શહેરમાં આવ્યા હતા. અહીં તેમને શાળાના સુધીનું શિક્ષણથી માંડીને વિજ્ઞાનનું સ્નાતક કક્ષાનું શિક્ષણ મેળવ્યું હતું. વડોદરાની મહારાજા સયાજીરાવ યુનિવર્સિટીમાંથી તેમને 1971માં B.Sc. (Physics)ની ઉપાધિ મેળવી હતી. B.Sc. કર્યા બાદ તેઓએ USAની ઓહિયો સ્ટેટ યુનિવર્સિટી (Ohio State University)માંથી ભૌતિકવિજ્ઞાનના વિષય સાથે Ph.D. કર્યું હતું (1976). આટલું પણ ઓછું પડતું હોય તેમ તેઓ યુનિવર્સિટી ઓફ કેલિફોર્નિયામાં બે વર્ષ સુધી જીવવિજ્ઞાનના સ્નાતક અભ્યાસક્રમના વિદ્યાર્થી તરીકે રહ્યા હતા. આમ, તેમણે જીવવિજ્ઞાનનું પાયાનું જ્ઞાન પણ મેળવ્યું હતું.

ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં Ph.D. કરનાર રામાક્રિષ્નન રિબોઝોમ્સ પર કામ કરી પોસ્ટડોક્ટરેટ (Ph.D. બાદ પણ વિશેષ સંશોધન કરનાર) થયા હતા. 1983થી 1995 દરમિયાન બ્રુકહેવન નેશનલ લેબોરેટરી (Brookhaven National Laboratory)માં જોડાઈને તેમને રિબોઝોમ્સ પર કામ ચાલુ રાખ્યું હતું. તેમને આ અંગે ઘણાં સંશોધન-પત્રો પણ રજૂ કર્યાં હતાં. 1995માં તેઓ ઉતાહ યુનિવર્સિટી (University of Utah) માં જૈવરસાયણવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. ત્યાં તેઓએ પ્રોટીન RNA સંકીર્ણ અને તેના ઘટકોનો અભ્યાસ શરૂ કર્યો હતો. 1999માં તેઓ મેડિકલ રિસર્ચ કાઉન્સિલ લેબોરેટરી ઓફ મોલેક્યુલર બાયોલૉજી, કેમ્બ્રિજ, ઇંગ્લેન્ડ ખાતે વરિષ્ઠ વૈજ્ઞાનિક તરીકે જોડાયા હતા. ત્યાં તેઓ બંધારણીય અભ્યાસ એકમ જૂથના નાયક તરીકે કામ કરતા હતા. રિબોઝોમ્સ આધારિત કાર્ય માટે સમર્પિત કરેલાં વર્ષો અને મહેનતના પરિણામે ડૉ. વેંકટરામન રામાક્રિષ્નની ટીમને 'રિબોઝોમ્સના બંધારણ અને કાર્યોના અભ્યાસ અંતર્ગત 2009માં રસાયણવિજ્ઞાનનું નોબેલ પારિતોષિક એનાયત કરવામાં આવ્યું. તેમની આ સિદ્ધિના સહકાર્યકર્તા થોમસ એ સ્ટેઇટ્ઝ (Thomas A. Steitz) કે જે યેલ યુનિવર્સિટી ખાતે આણ્વિય જૈવભૌતિક વિજ્ઞાન અને જૈવરસાયણવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક છે અને ઇઝરાયેલના મહિલા પ્રાધ્યાપક અદા-ઇ-યોનાથ (Ada-E-Yonath) કે જેઓ બંધારણીય જીવવિજ્ઞાનના નિષ્ણાત છે.

સંતુલન

4.1 પ્રસ્તાવના

4.2 સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ

4.3 સંતુલનના પ્રકાર

4.4 ભૌતિક પ્રક્રમમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનની સામાન્ય લાક્ષણિકતાઓ

4.5 રાસાયણિક પ્રક્રમ (પ્રક્રિયા) સંતુલન

4.6 રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન-અચળાંક

4.7 K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ

4.8 રાસાયણિક સંતુલનના પ્રકાર

4.9 સંતુલન-અચળાંકની લાક્ષણિકતાઓ

4.10 સંતુલન-અચળાંકના અનુપ્રયોગો

4.11 સંતુલન-અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_C અને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા વચ્ચેનો સંબંધ

4.12 રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો

4.13 દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન

4.14 ઍસિડ-બેઇઝ અને ક્ષાર

4.14.1 ઍસિડ-બેઇઝની વ્યાખ્યા

4.15 ઍસિડ અને બેઇઝનું આયનીકરણ

4.16 પાણીનો આયનીય ગુણાકાર

4.17 pH-માપક્રમ

4.18 નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક

4.18.1 નિર્બળ ઍસિડનો આયનીકરણ અચળાંક (K_a)

4.18.2 નિર્બળ બેઇઝનો આયનીકરણ અચળાંક (K_b)

4.18.3 ઍસિડની પ્રબળતાને અસર કરતાં પરિબળો

4.18.4 નિર્બળ ઍસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક પર સમાન આયનની અસર.

4.19 ક્ષારનું જળવિભાજન અને તેના દ્રાવણની pH

4.20 બફર દ્રાવણો

4.21 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવ્યતા-ગુણાકાર

4.22 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસર.

4.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

ભૌતિક રૂપાંતરો, રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ, જૈવિક અને પર્યાવરણીય પ્રક્રમો દા.ત., પાણીનું બાષ્પીભવન, ઑક્સિજન અણુ અને પ્રોટીન વચ્ચેનું સંતુલન, એમોનિયાનું ઉત્પાદન વગેરેમાં સંતુલન મહત્ત્વનો ભાગ ભજવે છે. નિયત તાપમાને અને દબાણે થતાં કેટલાંક રૂપાંતરો અને પ્રક્રિયાઓ બંધ પાત્રમાં (બંધ પ્રણાલીમાં) કરવામાં આવે ત્યારે તે પૂર્ણ થતાં નથી. પ્રક્રિયાની શરૂઆતમાં બંધ પાત્રમાં જે પ્રક્રિયકો હોય છે, તે ધીમે-ધીમે નીપજમાં ફેરવાય છે અને સમય જતાં પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા ઘટે છે. આ ઘટનાની સાથોસાથ પરિણમતી નીપજોની સાંદ્રતામાં સમય જતાં વધારો થતો જાય છે. એક એવો સમય આવે છે જ્યારે પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંદ્રતામાં સમય જતાં પણ ફેરફાર થતો જણાતો નથી. આ પરિસ્થિતિ એ સંતુલન અવસ્થા કહે છે.

4.2 સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ (Dynamic Nature of Equilibrium)

સંતુલન પ્રક્રિયામાં ખૂબ જ મહત્ત્વની બાબત એ છે કે તેમાં પ્રક્રિયકનું નીપજમાં અને નીપજનું પ્રક્રિયકમાં સતત પરિવર્તન થતું રહે છે. આ અવસ્થા સ્થિર દેખાવા છતાં પણ સ્થિર નથી. આ પ્રકારની બન્ને દિશામાં પરિવર્તન પામતી પ્રક્રિયાને પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા કહે છે. અને તેને બે અર્ધતીર ($\rightleftharpoons$)ની સંજ્ઞા વડે દર્શાવાય છે. આ સંજ્ઞા સૂચવે છે કે આવી પ્રક્રિયા બંને દિશામાં (પુરોગામી અને પ્રતિગામી

દિશામાં) એકસાથે જ થયા કરતી હોય છે. **રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સામાન્ય રીતે પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજમાં થતા પરિવર્તનને પુરોગામી પ્રક્રિયા અને નીપજમાંથી પ્રક્રિયકમાં થતાં પરિવર્તનને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા કહે છે.** આમ, પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સતત થતી રહેતી હોય છે અને આપણને સંતુલન, અવસ્થા જણાય છે. સંતુલન સમયે પ્રાપ્ત પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મિશ્રણને સંતુલન મિશ્રણ કહે છે. ઘન કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટના બંધ પાત્રમાંના ઊંચા તાપમાને વિઘટનની પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$CaCO_{3(s)} \xrightleftharpoons{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

બંધ પાત્રમાં થતી સંતુલન પ્રક્રિયાઓમાં સંતુલન સમયે એકસમાન વેગથી પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ થતી હોવાથી સંતુલન ગતિશીલ હોય છે, સ્થિર કે સ્થગિત નહિ. ઉપરની પ્રક્રિયામાં $CaCO_3$નું વિઘટન થઈ CaO અને CO_2 મળવા તથા CaO અને CO_2 સંયોજાઈ $CaCO_3$ મળવાનું સતત ચાલુ જ હોય છે. ધારો કે આપણે આપણા બૅંકના ખાતામાં દરરોજ જેટલા પૈસા ભરીએ તેટલા જ પૈસા દરરોજ ઉપાડીએ, તો ખાતામાં બેલેન્સ સ્થિર જણાશે. પરંતુ દરરોજ જમા અને ઉધાર એકસાથે ચાલતાં જ હોવાથી બૅંકનું ખાતું ચાલુ (Operative) અથવા ગતિશીલ ગણી શકાય. નહિ કે બંધ (Closed) અથવા સ્થાયી (Static) સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ નક્કી કરવો ઘણું કપરું છે. છતાં રેડિયો સમસ્થાનિકની મદદથી તે સાબિત કરી શકાય. જેમકે ^{14}C રેડિયો સમસ્થાનિક ધરાવતો $^{14}CO_2$ વાયુ અને $CaCO_3$ બે જુદાં પાત્રમાં લેવામાં આવે અને $CaCO_3$નું વિઘટન થઈ મળતા CO_2નું જોડાણ $^{14}CO_2$ ધરાવતા પાત્ર સાથે કરવામાં આવે, તો અમુક સમય બાદ $CaCO_3$ના પાત્રમાં $Ca^{14}CO_3$ અને $^{14}CO_2$ ધરાવતા પાત્રમાં CO_2 મળશે. આમ, જો સંતુલન સ્થિર હોય, તો ^{12}C અને ^{14}Cનો વિનિમય થવો જોઈએ નહિ. યોગ્ય કાઉન્ટરની મદદથી રેડિયો સક્રિયતા માપી સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવની સાબિતી મેળવી શકાય. જો કે સંતુલન સમયે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાના પ્રમાણ અચળ રહે છે. પ્રક્રિયકના સ્વભાવ અને પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિના આધારે પ્રક્રિયા ઝડપી અથવા ધીમી હોઈ શકે.

સંતુલન પ્રક્રિયાઓને નીચેના ત્રણ વિભાગમાં વહેંચી શકાય :

(i) એવી પ્રક્રિયાઓ જે લગભગ પૂર્ણ થવાના આરે હોય છે અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા નહિવત્ રહે છે. કેટલાક કિસ્સાઓમાં આને પ્રાયોગિક રીતે પારખવું શક્ય બનતું નથી.

(ii) એવી પ્રક્રિયાઓ જેમાં બહુજ ઓછા પ્રમાણમાં નીપજ બને છે અને પ્રક્રિયકનો મોટો ભાગ ફેરફાર વગર સંતુલન સ્થિતિએ રહે છે.

(iii) એવી પ્રક્રિયાઓ કે જેમાં પ્રક્રિયકની સાંદ્રતા સંતુલન સ્થિતિએ નીપજની સાંદ્રતાના તુલનાત્મક પ્રમાણમાં હોય છે.

4.3 સંતુલનના પ્રકાર (Types of Equilibrium)

ભૌતિક સંતુલન : ભૌતિક પ્રક્રમનાં રૂપાંતરોમાં સ્થપાતા સંતુલનને ભૌતિક સંતુલન કહે છે. દા.ત., પાણીનું વરાળમાં રૂપાંતર

રાસાયણિક સંતુલન : રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સ્થપાતાં સંતુલનને રાસાયણિક સંતુલન કહે છે. દા.ત., કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટનું વિઘટન.

ભૌતિક પ્રક્રમમાં સંતુલન : નિયત તાપમાને બંધ પાત્રમાં (પ્રણાલીમાં) લીધેલા પ્રવાહી અવસ્થામાંના પાણીનું સમય જતાં વાયુમય અવસ્થા પાણીની વરાળમાં રૂપાંતર થાય છે. ધીમે-ધીમે આ બંધ પાત્રમાં પાણીની સપાટી પર પાણીની બાષ્પની સાંદ્રતા વધતી જાય છે અને પ્રવાહી પાણીની સાંદ્રતા ઘટતી જાય છે. થોડા સમય બાદ પાણીની બાષ્પના અણુઓ અરસપરસ આકર્ષાઈને પાછા પ્રવાહી અવસ્થા પાણીમાં રૂપાંતર પામે છે. આમ, પુરોગામી અને પ્રતિગામી બંને પ્રક્રિયાઓ ચાલુ રહે છે. અમુક સમય બાદ પાણીમાંથી પાણીની બાષ્પ થવાનો વેગ અને પાણીની બાષ્પમાંથી પ્રવાહી પાણી બનવાનો વેગ સરખાં થાય છે, અને તેથી પ્રવાહી પાણી અને પાણીની બાષ્પ વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ પ્રકારના સંતુલનને ભૌતિક સંતુલન અથવા ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન કહે છે. આ પ્રકારના પ્રક્રમમાં પદાર્થના અણુના રાસાયણિક બંધારણમાં ફેરફાર થતો નથી. માત્ર તેની ભૌતિક અવસ્થા બદલાય છે. પાણીમાંથી પાણીની બાષ્પ બનાવાતી પુરોગામી પ્રક્રિયાને પાણીનું બાષ્પીભવન કહે છે અને પાણીની બાષ્પમાંથી પ્રવાહી બનવાની પ્રતિગામી પ્રક્રિયાને બાષ્પનું પ્રવાહીકરણ કહે છે.

$$H_2O_{(l)} \underset{\text{પ્રવાહીકરણ}}{\overset{\text{બાષ્પીભવન}}{\rightleftharpoons}} H_2O_{(vap)}$$

સંતુલનમાં રહેલી ભૌતિક પ્રક્રિયામાં બાહ્ય પરિબળો જેવાં કે તાપમાન, દબાણ કે સાંદ્રતામાં ફેરફાર કરવાથી સંતુલન સ્થિતિમાં ફેરફાર થાય છે.

પદાર્થનું રૂપાંતર ઘન, પ્રવાહી અને વાયુસ્વરૂપોમાં અરસપરસ થતું હોવાથી ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન ત્રણ અવસ્થામાં સ્થપાય છે :

(i) ઘન-પ્રવાહી પ્રક્રમ સંતુલન : એક થરમૉસ ફ્લાસ્ક (બંધ પ્રણાલી)માં 0^0સે (273 K) તાપમાને બરફ અને થોડું પાણી લો. હવે થરમૉસ ફ્લાસ્કને બૂચ વડે બંધ કરી દો. તમે જાણો છે તે પ્રમાણે થરમૉસ ફ્લાસ્કની શૂન્યાવકાશ ધરાવતી દીવાલને કારણે થરમૉસ ફ્લાસ્કમાંની પ્રણાલી અને બાહ્ય પર્યાવરણ વચ્ચે ઉષ્માનો વિનિમય થશે નહિ. આથી થરમૉસ ફ્લાસ્કમાં રહેલો બરફનો જથ્થો અચળ રહે છે. પરંતુ બરફ અને પાણી વચ્ચે સંતુલન સ્થપાયેલ હશે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$H_2O_{(s)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$$

બરફ (ઘન) પાણી (પ્રવાહી)

પ્રાયોગિક રીતે સાબિત થઈ ચૂક્યું છે કે થરમૉસ ફ્લાસ્કમાં સંતુલન સ્થપાયા બાદ પણ બરફના કેટલાક અણુઓનું પાણીમાં રૂપાંતર થાય છે. તે જ સમયે પાણીના તેટલા જ અણુઓનું બરફમાં રૂપાંતર થાય છે. આથી થરમૉસ ફ્લાસ્કમાંના બરફ અને પાણીનો જથ્થો અથવા અણુઓની સંખ્યા અચળ રહે છે. આમ, આ એક પ્રકારનું એટલે કે ઘન અને પ્રવાહી વચ્ચેનું ભૌતિક સંતુલન છે. અહીં ખાસ નોંધપાત્ર બાબત એ છે કે આમાં પદાર્થમાં રાસાયણિક ફેરફાર થતો ન હોવાથી આ પ્રક્રમ ભૌતિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(ii) પ્રવાહી-વાયુ પ્રક્રમ સંતુલન : નિયત તાપમાને એક બંધ પાત્ર (પ્રણાલી)માં પાણી લો સમય જતાં તાપમાનના મૂલ્ય પર આધારિત ધીમે-ધીમે પાણીનું પાણીની બાષ્પ (વરાળ)માં રૂપાંતર થશે. જેમ-જેમ બાષ્પનું પ્રમાણ પાત્રમાં વધતું જશે તેમતેમ બાષ્પદબાણમાં વધારો થશે. કેટલાક સમય પછી તાપમાન નિયત હોવાથી બાષ્પદબાણ અચળ બનશે અને દબાણમાં ફેરફાર થતો અટકી જશે તથા બાષ્પદબાણનું કોઈ અચળ મૂલ્ય થશે. આ સંતુલન સ્થિતિ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

પાણી (પ્રવાહી) પાણીની બાષ્પ (વાયુ)

આ પ્રક્રમ બંધપાત્ર અથવા બંધ પ્રણાલીમાં કરેલ હોવાથી કેટલાક પાણીના અણુઓનું પાણીની બાષ્પમાં રૂપાંતર થશે. તે જ સમયે તેટલા જ પાણીની બાષ્પના અણુઓનું પાણીમાં રૂપાંતર થશે, આથી બંધપાત્રમાં પાણીના અને પાણીની બાષ્પના અણુઓનું પ્રમાણ (જથ્થો) અચળ રહે છે. આમ, આ પ્રવાહી (પાણી) અને વાયુ (પાણીની બાષ્પ) વચ્ચેનું એક પ્રકારનું ભૌતિક સંતુલન છે. ખાસ નોંધપાત્ર બાબત એ છે કે પદાર્થમાં રાસાયણિક ફેરફાર થતો ન હોવાથી આ પ્રક્રમ ભૌતિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(iii) ઘનનું દ્રાવણમાં વિલયન સંતુલન : આ પ્રકારના સંતુલનના અભ્યાસ માટે ઘન પદાર્થ ખાંડ અને તેના પાણીમાંના દ્રાવણનું ઉદાહરણ લઈ શકીએ. નિયત તાપમાને એક પાત્રમાં થોડું પાણી લો. તેમાં ધીમે-ધીમે ખાંડ ઉમેરતાં જાઓ અને દ્રાવણને હલાવતાં જાઓ. શરૂઆતમાં ખાંડ ઓગળી જશે પરંતુ જેમ-જેમ ખાંડનો જથ્થો વધારે ઉમેરતાં જશો તેમ-તેમ ખાંડ તેની દ્રાવ્યતા પ્રમાણે ઓગળી પાણીમાં ઓગળ્યા વગર ઘન સ્વરૂપે પડી રહેશે. દ્રાવણની આ અવસ્થાને આપણે સંતૃપ્ત દ્રાવણ તરીકે ઓળખીએ છીએ. પરંતુ આ પ્રણાલીમાં ઘન (ખાંડ) અને પ્રવાહી (ખાંડનું દ્રાવણ) વચ્ચે સંતુલન સ્થપાયેલ હોય છે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{ખાંડ}_{(s)} \rightleftharpoons \text{ખાંડનું દ્રાવણ}_{(\text{જલ})}$$

ઘન પ્રવાહી

અગાઉ અભ્યાસ કર્યા પ્રમાણે સંતુલન ગતિશીલ હોઈ ઉપરની દરેક પ્રણાલીમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સતત ચાલુ જ રહેશે. આ પ્રણાલીમાં પણ જેટલા પ્રમાણમાં ખાંડ ઓગળશે, તેટલા જ પ્રમાણમાં ખાંડના દ્રાવણમાંથી ખાંડ છૂટી પડશે. આથી આ પ્રણાલીમાં પણ ખાંડના અણુઓ અને દ્રાવણમાંના ખાંડના જલીય અણુઓની સંખ્યા (જથ્થો) અચળ રહેશે.

(iv) વાયુનું દ્રાવણમાં સંતુલન : નિયત તાપમાને અને દબાણે એક બંધ પાત્ર (પ્રણાલી)માં પાણીમાં ઓગળેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું દ્રાવણ લઈએ અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું દ્રાવણ તથા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ધરાવતી પ્રણાલી રચી શકીએ. તાપમાન અને દબાણ નિયત હોવાથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ તેના દબાણ અને તાપમાનને અનુરૂપ દ્રાવ્ય થઈ દ્રાવણ બનાવશે અને વધારાનો કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ તેની સાથે સંતુલનમાં રહેશે. સંતુલન ગતિશીલ છે તેથી આ પ્રણાલીમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના જેટલા અણુઓ પાણીમાં દ્રાવ્ય થશે, તેટલા જ પ્રમાણમાં પાણીમાંના દ્રાવ્ય થયેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુઓના અણુઓ મુક્ત થશે. આમ, આ બંધ પ્રણાલીમાં પાણીમાં ઓગળેલા અને વાયુમય અવસ્થામાં રહેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુના અણુઓ (જથ્થો) અચળ રહેશે. આ સંતુલન નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(\text{જલ})}$$

ઉપર જેનો અભ્યાસ કર્યો, તે બધી જ પ્રણાલીઓ અથવા પ્રક્રમોમાં ભૌતિક ફેરફાર જ થતો હોવાથી તે બધાં ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલનનાં ઉદાહરણ છે.

(v) ઘન-વાયુ પ્રક્રમમાં સંતુલન : તમે જાણો છો કે કેટલાક ઘન પદાર્થોને ગરમ કરતાં તે વાયુ અવસ્થામાં ફેરવાય છે અને ઠંડાં પાડતાં સીધે-સીધા વાયુ અવસ્થામાંથી ઘન અવસ્થામાં ફેરવાય છે, તે ક્રિયાને ઊર્ધ્વપાતન કહે છે. આપણે આના સંતુલનના અભ્યાસ માટે ઘન આયોડિન (I_2)નું ઉદાહરણ લઈએ. એક બંધપાત્રમાં (પ્રણાલી)માં થોડું ઘન આયોડિન લઈએ અને તેને ગરમ કરીએ, તો નિયત તાપમાને આયોડિન ઘનમાંથી તેની બાષ્પ બનશે, જે જાંબલી રંગના વાયુ સ્વરૂપે જણાશે. જો તાપમાન નિયત રહે તો આયોડિન ઘન અને આયોડિન બાષ્પ (વાયુ) વચ્ચે સંતુલન સ્થપાશે. આ ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલન નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$I_{2(s)} \rightleftharpoons I_{2(vap)}$$
ઘન વાયુ

સંતુલન ગતિશીલ હોવાથી, આ નિયત તાપમાને ઘન આયોડિનના જેટલા અણુઓ (જથ્થા)નું આયોડિનની બાષ્પમાં રૂપાંતર થશે, તેટલા જ વાયુમય આયોડિનના અણુઓનું (જથ્થા) ઘન આયોડિનમાં રૂપાંતર થશે. આમ, બંધ પાત્રમાંના આયોડિનનો (ઘન તથા વાયુસ્વરૂપ) જથ્થો અચળ રહેશે.

કોષ્ટક 4.1 ભૌતિક પ્રક્રમ સંતુલનની કેટલીક ખાસિયતો

પ્રક્રમ	તારવણી (ખાસિયત)
(1) પ્રવાહી $\rightleftharpoons$ વાયુ $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$	નિયત તાપમાને p_{H_2O} અચળ હોય છે.
(2) ઘન $\rightleftharpoons$ પ્રવાહી $H_2O_{(s)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$	નિયત દબાણે ગલનબિંદુ અચળ હોય છે.
(3) ઘન $\rightleftharpoons$ દ્રાવણ ખાંડ$_{(s)}$ $\rightleftharpoons$ ખાંડનું દ્રાવણ$_{(aq)}$	નિયત તાપમાને દ્રાવ્યની સાંદ્રતા દ્રાવણમાં અચળ રહે છે.
(4) વાયુ $\rightleftharpoons$ વાયુ $CO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(vap)}$	નિયત તાપમાને ઓગળેલા વાયુની સાંદ્રતાનો ગુણોત્તર અચળ હોય છે.

4.4 ભૌતિક પ્રક્રમમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનની સામાન્ય લાક્ષણિકતાઓ (General characteristics of Equilibrium Involved in Physical processes)

અગાઉ જેની ચર્ચા કરી તે ભૌતિક પ્રક્રમો માટે સંતુલનમાં રહેલી પ્રણાલીઓમાં નીચેની લાક્ષણિકતાઓ સામાન્ય છે.

(i) નિયત તાપમાને બંધ પ્રણાલીમાં જ સંતુલન શક્ય છે.

(ii) બંને પરસ્પર વિરોધી પ્રક્રમો એટલે કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ એકસરખા વેગથી થાય છે. તેમાં સંતુલન ગતિશીલ છે, પણ સ્થાયી અથવા સ્થિર પરિસ્થિતિ હોય છે.

(iii) પ્રણાલીના માપન કરી શકાય તેવા બધા જ ગુણધર્મો અચળ રહે છે.

(iv) ભૌતિક પ્રક્રમ માટે જ્યારે સંતુલન પ્રાપ્ત કરવામાં આવે છે, ત્યારે નિયત તાપમાને તેનાં પરિબળોમાંના એકનું મૂલ્ય અચળ રહે છે. કોષ્ટક 4.1માં આ ગુણધર્મોની યાદી દર્શાવી છે.

(v) કોઈ પણ તબક્કે આવી રાશિઓ (Quantities)ની માત્રા સંતુલને પહોંચતાં પહેલાં કેટલે અંશે (Extent) ભૌતિક પ્રક્રમ આગળ વધેલ છે તે દર્શાવે છે.

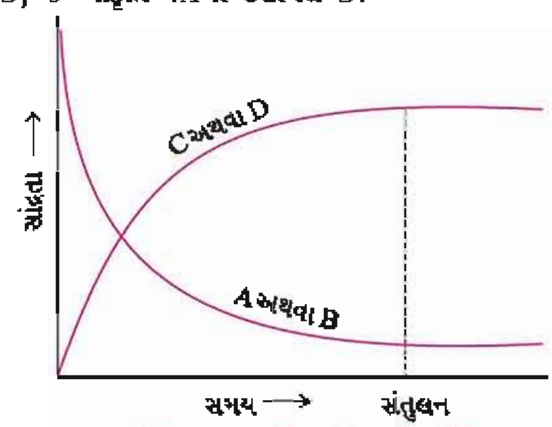
4.5 રાસાયણિક પ્રક્રમ (પ્રક્રિયા) સંતુલન (Chemical Process (Reaction) Equilibrium)

ભૌતિક પ્રક્રમોની જેમ રાસાયણિક પ્રક્રમો (પ્રક્રિયાઓ)માં પણ સંતુલન-અવસ્થા પ્રાપ્ત થાય છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ પુરોગામી અને પ્રતિગામી એમ એકબીજાથી વિરુદ્ધ દિશામાં થતી હોય, ત્યારે સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થાય છે અને બંને પ્રક્રિયાઓનો વેગ સરખો થાય છે. આથી નીપજો અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા અચળ રહે છે. રાસાયણિક સંતુલન ભૌતિક સંતુલનની જેમ ગતિશીલ હોય છે, એટલે કે પ્રક્રિયકોનું નીપજોમાં રૂપાંતર અને નીપજોનું પ્રક્રિયકોમાં રૂપાંતર અવિરત ચાલુ જ હોય છે અને પરિણામે પ્રણાલીમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો હાજર હોય છે.

આપણે એક સરળ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

સમયના પસાર થવા સાથે નીપજો C અને Dનો વધારો થાય છે તથા પ્રક્રિયકો A અને Bનો ઘટાડો થાય છે, જે આકૃતિ 4.1માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.1 રાસાયણિક સંતુલનની પ્રાપ્તિ

તે પુરોગામી પ્રક્રિયાના વેગમાં ઘટાડો અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગમાં વધારો દર્શાવે છે. સંજોગોવશાત્ બંને પ્રક્રિયાઓ સમાન વેગથી થાય-ત્યારે પ્રણાલી સંતુલન-અવસ્થાએ પહોંચે છે.

ધારો કે ઉપરોક્ત પ્રક્રિયા ફક્ત નીપજો C અને D લઈને શરૂ કરીએ તોપણ સંતુલન અવસ્થા પ્રાપ્ત થશે. એટલે કે પ્રક્રિયા ગમે તે દિશામાંથી થતી હોય તોપણ સંતુલન તરફ પહોંચી શકે છે.

રાસાયણિક સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ : ગતિશીલ સ્વભાવ હેબરવિધિથી એમોનિયા બનાવવાના પ્રક્રમના ઉદાહરણ દ્વારા નિર્દેશિત કરી શકીએ. ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજનના જ્ઞાત જથ્થાઓને ઊંચા તાપમાન અને દબાણે રાખીને શ્રેણીબદ્ધ પ્રયોગો દ્વારા નિયત અંતરાલે (Interval) હાજર રહેલા એમોનિયાનો જથ્થો નક્કી કરવામાં આવ્યો. પ્રક્રિયા નહિ પામેલા ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજનના જથ્થાઓ પણ નક્કી કરી શકાયા. તેમાંથી તારવી શકાયું કે પ્રક્રિયકો અને નીપજો અલગ-અલગ પ્રમાણમાં હોવા છતાં પણ સંતુલન સમયે તેમની સાંદ્રતા અચળ રહે છે. બંધારણમાં આ અચળતા સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ નિર્દેશે છે. આને માટે એમોનિયાના સંશ્લેષણમાં ડાયહાઇડ્રોજનને બદલે ડાયડ્યુટેરિયમ (D_2) વાપરીને હેબર-વિધિ પ્રમાણે એમોનિયા વાયુ બનાવવામાં અને અભ્યાસ કરવામાં આવે, તો ઉપર્યુક્ત જેવાં જ પરિણામો મળે છે. મિશ્રણમાં N_2, H_2, NH_3ને બદલે N_2, ND_3, D_2નાં પ્રમાણો નક્કી કરી સંતુલન પ્રાપ્ત થઈ શકે છે. N_2 અને H_2ની પ્રક્રિયાથી એમોનિયા બન્યા પછી D_2 ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા થવી ન જોઈએ, પરંતુ NH_3માંના Hનું D વડે વિસ્થાપન થવાથી ND_3 પ્રાપ્ત થયો. D_2નું અને ND_3નું પરિમાપન દળ સ્પેક્ટ્રોમીટરથી કરી શકાય છે. આમ, સાબિત થઈ શક્યું કે $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકોથી નીપજો તરફ અને નીપજોથી પ્રક્રિયકો તરફ એટલે કે પુરોગામી અને પ્રતિગ્રામી પ્રક્રિયાઓ સતત એકસરખા વેગથી થતી જ રહે છે. તેથી જ NH_3ને બદલે ND_3 મેળવી શકાય છે. રેડિયો સમસ્થાનિકનો ઉપયોગ કરીને પણ સંતુલન ગતિશીલ છે, તેમ સાબિત કરી શકાય. જેમકે $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ પ્રક્રિયાનો ગતિશીલ સંતુલનનો સ્વભાવ આયોડિનના રેડિયો-સમસ્થાનિક ^{131}I વડે કરી શકાય છે. આમ, સંતુલન ગતિશીલ હોવાને કારણે કેટલાંક ગુણધર્મો અથવા પરિબળો એકસમાન જણાય છે. દા.ત., રંગની તીવ્રતા, અચળ દબાણ, અચળ સાંદ્રતા વગેરે.

4.6 રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન-અચળાંક (Law of Chemical Equilibrium and Equilibrium Constant)

પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સંતુલન સ્થિતિમાંના મિશ્રણને સંતુલન-મિશ્રણ કહે છે. આપણે સંતુલન સ્થિતિએ પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા તથા તેમની વચ્ચેના સબંધનો અભ્યાસ કરીશું.

ધારો કે એક સરળ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે છે :

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

આ પ્રક્રિયામાં A અને Bને પ્રક્રિયકો કહે છે અને C અને Dને નીપજો કહે છે આ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મોલ એક-એક છે, એમ અર્થ થાય. પરંતુ બધી જ પ્રક્રિયામાં આવું ન હોય, તેથી તેમના મોલ દર્શાવવા જરૂરી છે. સંતુલિત-પ્રક્રિયા જ મોલની સંખ્યા નક્કી કરશે. જેમકે $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$.

ઘણી બધી પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓના પ્રાયોગિક અભ્યાસ પરથી નૉર્વેના વૈજ્ઞાનિકો ગુલ્ડબર્ગ (Guldberg) અને વાગે (Waage) 1864માં દર્શાવ્યું કે સંતુલન-મિશ્રણમાંના પદાર્થોની સાંદ્રતા નીચેના સંતુલન-સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$K_c = \frac{[C]\,[D]}{[A]\,[B]} = \frac{\text{નીપજોની સાંદ્રતાનો ગુણાકાર}}{\text{પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતાનો ગુણાકાર}}$$

જ્યાં K_c સંતુલન અચળાંક છે. અને [ ] કૌંસ પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા Mમાં દર્શાવે છે. સંતુલન સમીકરણ સક્રિય દળ (જથ્થા)ના નિયમ તરીકે પણ જાણીતું છે. કારણ કે રસાયણશાસ્ત્રની શરૂઆતનાં વર્ષોમાં સાંદ્રતાને 'સક્રિય દળ' કહેવામાં આવતું.

આપણે હવે કોઈ એક સામાન્ય પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંક માટેનું સમીકરણ ઉપજાવીએ. ધારો કે કોઈ એક પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે : જેમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોને તેમના યોગ્ય મોલ (a, b, c અથવા d)સાથે સમતુલિત સ્વરૂપમાં દર્શાવી છે.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad ....(4.1)$$

ગુલ્ડબર્ગ અને વાગના નિયમના આધારે

પુરોગામી પ્રક્રિયાનો વેગ $V_f \propto [A]^a\,[B]^b$ ..(4.2)

અથવા $V_f = K_f\,[A]^a\,[B]^b$ ..(4.3)

જ્યાં K_f = પુરોગામી પ્રક્રિયાનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે.

પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો વેગ $V_r \propto [C]^c [D]^d$ ..(4.4)

અથવા $V_r = K_r [C]^c [D]^d$ ..(4.5)

જ્યાં K_r = પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે.

સંતુલન સમયે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગ સરખા થાય, તેથી $V_f = V_r$

એટલે કે $K_f [A]^a [B]^b = K_r [C]^c [D]^d$

$$\therefore \frac{K_f}{K_r} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c \quad \ldots\ldots (4.6)$$

જ્યાં $K_c = \frac{K_f}{K_r}$

આમ સંતુલન પ્રાપ્ત થાય ત્યારે કોઈ પણ પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા તથા તેમના તત્ત્વયોગમિતીય (Stoichiometric) ગુણાંકો નક્કી કરીએ, તો સાંદ્રતા સંતુલન અચળાંક K_c મેળવી શકાય.

કેટલીક પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક નીચે દર્શાવ્યા છે :

(1) $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI \quad K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$

(2) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \quad K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

(3) $4NH_3 + 5O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O$

$$K_c = \frac{[NO]^4[H_2O]^6}{[NH_3]^4 [O_2]^5}$$

આપણે H_2 અને I_2 વચ્ચેની પ્રક્રિયા વિશે વિચારીએ. આ પ્રક્રિયાને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ (પ્રક્રિયકોથી નીપજો તરફ)

$$\therefore K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad (4.7)$$

હવે પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે લખીએ :

$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$ (નીપજથી પ્રક્રિયકો તરફ)

$$\therefore K'_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \quad (4.8)$$

સમીકરણ (4.7) અને (4.8) એકબીજાના પ્રતીપ(વ્યસ્ત) છે. માટે $K'_c = 1/K_c$ થશે. આમ, પુરોગામી પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક, પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનો પ્રતીપ (વ્યસ્ત) છે.

ઉપરની પ્રક્રિયાને નીચે પ્રમાણે પણ લખી શકાય :

$$\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)} \rightleftharpoons HI_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક લખીએ, તો

$$\therefore K'_c = \frac{[HI]}{[H_2]^{\frac{1}{2}} [I_2]^{\frac{1}{2}}}$$

$$= \left[\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}\right]^{\frac{1}{2}} \quad (4.9)$$

$$\therefore K'_c = K_c^{\frac{1}{2}}$$

પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ને n વડે ગુણતાં

$nH_{2(g)} + nI_{2(g)} \rightleftharpoons 2nHI_{(g)}$

સંતુલન-અચળાંક = K_c^n થશે.

આથી નીચે પ્રમાણે સંબંધ લખી શકીએ :

રાસાયણિક પ્રક્રિયાનું સમીકરણ	સંતુલન અચળાંક
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$	K_c
$cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$	$K'_c = \frac{1}{K_c}$
$(n)aA + (n)bB \rightleftharpoons (n)cC + (n)dD$	$K_c^n = (K_c)^n$

દાખલો 1 : 400 K તાપમાને એક બંધ પાત્રમાં નીચેની પ્રક્રિયા કરવામાં આવી છે :

$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

સંતુલન સ્થિતિએ હાઇડ્રોજનની સાંદ્રતા 0.6 મોલ લિટર$^{-1}$, આયોડિનની સાંદ્રતા 0.8 મોલ લિટર$^{-1}$ અને હાઇડ્રોજન આયોડાઇડની સાંદ્રતા 0.14 મોલ લિટર$^{-1}$ જણાઈ છે. આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ગણો.

ઉકેલ : પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

સંતુલને સાંદ્રતા :

મોલ લિટર$^{-1}$ 0.6 0.8 0.14

સંતુલન અચળાંક $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$

$$= \frac{(0.14)^2}{(0.6)\,(0.8)}$$

$$= 4.1 \times 10^{-2}$$

K_cનો એકમ શું હશે ? વિચારો અને ચકાસો.

વાયુમય પ્રક્રિયામાં જો સાંદ્રતા વિભાગીય (આંશિક) દબાણમાં દર્શાવવામાં આવે, તો સંતુલન અચળાંક પ્રક્રિયકો અને નીપજોના વિભાગીય દબાણ પરથી મેળવી શકાય. તેને K_p તરીકે દર્શાવાય છે. આપણે એક વાયુમય પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$aA_{(g)}+bB_{(g)} \rightleftharpoons cC_{(g)}+dD_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપજોનાં વિભાગીય આંશિક દબાણો અનુક્રમે p_A, p_B, p_c, અને p_d તરીકે દર્શાવીએ તો સંતુલન-અચળાંક K_pનું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\therefore K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

4.7 K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ (Relation between K_p and K_c)

આગળ જોયું તેમ $K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$ (4.10)

થી વાયુમય પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક દર્શાવી શકાય. પરંતુ આપણે જાણીએ છીએ, તે પ્રમાણે વાયુના સાદા સમીકરણ પ્રમાણે $pV = nRT$ છે. આથી લખી શકાય કે,

$$\therefore p = \frac{n}{V}RT = CRT$$

(જ્યાં $\frac{n}{V} = C =$ સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$) ઉપરના સમીકરણ 4.10માં pનાં મૂલ્યો મૂકતાં લખી શકાય કે

$$\therefore K_p = \frac{(C_CRT)^c\,(C_DRT)^d}{(C_ART)^a\,(C_BRT)^b}$$

$$= \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} \cdot \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}} \quad (4.11)$$

$$= \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b} \times (RT)^{(c+d)-(a+b)} \quad (4.12)$$

$$= K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g} \quad (4.13)$$

જ્યાં $\Delta n_g = (c + d) - (a + b)$

એટલે વાયુમય નીપજોના કુલ મોલની સંખ્યા – વાયુમય પ્રક્રિયકોના કુલ મોલની સંખ્યા

આથી લખી શકાય કે $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g}$ ...4.14

એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે વાયુમય પ્રક્રિયામાં દબાણ મોલની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે, માટે તેમના વિભાગીય દબાણ તેમની સાંદ્રતા લેવાય છે. દબાણના K_p અને K_cની માહિતી Δn_gનાં મૂલ્યોના સંદર્ભમાં નીચે પ્રમાણે લખી શકાય : **(1) જો $\Delta n_g = 0$ તો $K_p = K_c$ (2) જો $\Delta n_g > 0$ હોય તો $K_p > K_c$ (3) જો $\Delta n_g < 0$ તો $K_p < K_c$.** દબાણના એકમમાં વાતાવરણ લઈએ છીએ પરંતુ SI એકમ પ્રમાણે પાસ્કલમાં લેવાય છે.

દાખલો 2 : 1 મોલ H_2O અને 1 મોલ CO વાયુઓને 10 લિટરના બંધ પાત્રમાં 725 K તાપમાને ગરમ કરવામાં આવ્યા. સંતુલન સમયે H_2Oના 40% (દળથી) CO વાયુ સાથે નીચે પ્રમાણે પ્રક્રિયા કરે છે.

$$H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$$

આ પ્રક્રિયાના સંતુલન-અચળાંક K_p અને K_c ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$

	$H_2O_{(g)}$	$CO_{(g)}$	$H_{2(g)}$	$CO_{2(g)}$
શરૂઆતની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$	$\frac{1}{10}$	$\frac{1}{10}$	0	0
સંતુલને સાંદ્રતા મોલ	$\frac{1(100-40)}{100}$ = 0.6	$\frac{1(100-40)}{100}$ = 0.6	$\frac{40}{100}$ = 0.4	$\frac{40}{100}$ = 0.4
સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$	$\frac{0.6}{10}$ = 0.06	$\frac{0.6}{10}$ = 0.06	$\frac{0.4}{10}$ = 0.04	$\frac{0.4}{10}$ = 0.04

હવે, $K_c = \frac{[H_2]\,[CO_2]}{[H_2O]\,[CO]} = \frac{0.04 \times 0.04}{0.06 \times 0.06} = 0.44$

હવે $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n_g}$

આ પ્રક્રિયામાં (વાયુમય નીપજોના મોલની સંખ્યા – વાયુ-પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા)

$(1 + 1) - (1 + 1) = \Delta n_g = 0$ થશે.

આથી, $K_p = K_c \cdot (RT)^0 = K_c$

આથી K_p અને K_cનાં મૂલ્યો સરખાં એટલે કે 0.44 થશે.

દાખલો 3 : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ પ્રક્રિયા માટેનો સંતુલન-અચળાંક 700 K તાપમાને 54.8 છે. સંતુલને HI ની સાંદ્રતા 0.5 મોલ લિટર$^{-1}$ છે. ધારો કે પ્રક્રિયા $HI_{(g)}$ લઈને કરવામાં આવી હોય, તો સંતુલને $H_{2(g)}$ અને $I_{2(g)}$ સાંદ્રતા શોધો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ માટે

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.5)^2}{[H_2][I_2]}$$

એટલે કે $54.8 = \frac{(0.5)^2}{[H_2][I_2]}$

$$\therefore [H_2][I_2] = \frac{(0.5)^2}{(54.8)} = 4.56 \times 10^{-3}$$

પરંતુ સંતુલને $[H_{2(g)}] = [I_{2(g)}]$ હોવાથી

$[H_2] = [I_2] = \sqrt{4.56 \times 10^{-3}} = 0.0675$ મોલલિટર$^{-1}$

પ્રવૃત્તિ : K_c, K_p અને K_x વચ્ચેનો સંબંધ ઉપજાવો : K_xમાં x મોલ અંશમાં સાંદ્રતા દર્શાવે છે. **સૂચના :** ડાલ્ટનના વિભાગીય દબાણના નિયમ પ્રમાણે જો પ્રણાલીનું કુલ દબાણ P વાતાવરણ હોય, તો પ્રક્રિયકો A અને B તથા નીપજો C અને D નાં વિભાગીય દબાણો અનુક્રમે $X_A \cdot P$, $X_B \cdot P$, $X_C \cdot P$ અને $X_D \cdot P$ થશે જ્યાં X મોલ અંશ છે. આનો ઉપયોગ કરી નીચેના સંબંધો ઉપજાવો.

$K_p = K_x \cdot P^{\Delta n_g}$ અને $K_c = K_x \cdot V^{\Delta n_g}$

4.8 રાસાયણિક સંતુલનના પ્રકાર (Types of Chemical Equilibrium)

સંતુલનના બે પ્રકાર છે : (i) સમાંગ સંતુલન અને (ii) વિષમાંગ સંતુલન

(i) સમાંગ સંતુલન : સમાંગ પ્રણાલીમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને બધી જ નીપજો એકસરખી કલા (Phase)માં હોય છે. જેમકે પ્રક્રિયકો નાઇટ્રોજન વાયુ અને હાઇડ્રોજન વાયુ સાથેની પ્રક્રિયાથી બનતી નીપજ એમોનિયા પણ વાયુમય કલામાં હોય છે. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ આ જ પ્રમાણે મિથાઇલ એસિટેટનું જળવિભાજન પણ સમાંગ સંતુલન છે, કારણ કે તેમાં પણ પ્રક્રિયકો અને નીપજો એક જ કલા (પ્રવાહી કલા)માં હોય છે.

$$CH_3COOCH_{3(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)}$$

આ ઉપરાંત Fe^{3+} આયન ધરાવતા જલીય દ્રાવણની SCN^- આયન ધરાવતા જલીય દ્રાવણ વચ્ચેની પ્રક્રિયા પણ સમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે. પરંતુ ફેર એટલો છે કે તેમાં આયનીય સમાંગ સંતુલન છે.

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^-_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$$

આનો અભ્યાસ આ એકમમાં આગળ પર કરીશું.

આપણે અગાઉ સંતુલન પ્રક્રિયાઓ અને તેમના સંતુલન-અચળાંકની ચર્ચા કરી તે બધાં જ સમાંગ સંતુલનનાં ઉદાહરણો છે. આપણે તેમને લગતાં K_p, K_c અને K_X વચ્ચેના સંબંધો પણ ઉપજાવ્યાં. K_pનું મૂલ્ય ગણવા માટે દબાણ બાર (bar) એકમમાં દર્શાવવું જોઈએ, કારણ કે દબાણ માટે પ્રમાણિત સ્થિતિમાં એકમ બાર છે. પરંતુ SI એકમમાં પાસ્કલ છે. તેમની વચ્ચે નીચેનો સંબંધ છે :

1 પાસ્કલ Pa = 1 Nm^{-2} (ન્યૂટન મી$^{-2}$) અને 1 બાર = 10^5 Pa

સમાંગ સંતુલનના પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક ગણવા નીચેના બે દાખલાઓ સમજીએ.

દાખલો 4 : $PCl_{3(g)}$ અને $Cl_{2(g)}$ વચ્ચેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી બંધ વાસણમાં $PCl_{5(g)}$ મેળવવામાં આવ્યો. આ પ્રક્રિયામાં 500 K તાપમાને PCl_3, Cl_2 અને PCl_5ની સંતુલન સાંદ્રતા અનુક્રમે 1.59 M, 1.59 M અને 1.41 M મળી. આ પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons PCl_{5(g)}$

$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]} = \frac{1.41}{1.59 \times 1.59} = 5.58 \times 10^{-3}$$

ધારોકે આ પ્રક્રિયા માટે K_p ગણવો છે તો,

$K_p = K_c \, (RT)^{\Delta n_g}$ પ્રમાણે

$K_p = 5.58 \times 10^{-3} \; (0.0831 \times 500)^{-1}$

કારણ કે Δn_g = (વાયુમય નીપજોના મોલની સંખ્યા) – (વાયુમય પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા) = 1 – 2 = –1

$$\therefore K_p = \frac{5.58 \times 10^{-3}}{(0.0831 \times 500)}$$

$= 1.3 \times 10^{-4}$ બાર$^{-1}$

દાખલો 5 : ઇથેનોલ અને એસેટિક ઍસિડ વચ્ચે H^+ની હાજરીમાં એસ્ટરીકરણ પ્રક્રિયા થતાં ઇથાઇલ એસિટેટ મળે છે. ધારો કે આ પ્રક્રિયામાં 1 મોલ એસેટિક ઍસિડ અને 0.18 મોલ ઇથેનોલ લેવામાં આવ્યા છે. સંતુલન સમયે 0.171 મોલ ઇથાઇલ એસિટેટ મળે છે. આ એસ્ટરીકરણ પ્રક્રિયાનો સંતુલન-અચળાંક ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા :

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

શરૂઆતની સાંદ્રતા	1 મોલ	0.18 મોલ	0	0
સંતુલને સાંદ્રતા	(1-0.171)મોલ	(0.18-0.171)મોલ	0.171મોલ	0.171મોલ
	0.829મોલ	0.009મોલ	0.171મોલ	0.171મોલ

$$K_c = \frac{[CH_3COOC_2H_5]\,[H_2O]}{[CH_3COOH]\,[C_2H_5OH]} = \frac{0.171 \times 0.171}{0.829 \times 0.009}$$

$= 3.92$

દાખલો 6 : પ્રક્રિયા $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ માટે સંતુલન અચળાંકનું K_p મૂલ્ય 1060 કેલ્વિન તાપમાને 0.033 બાર$^{-1}$મળ્યું છે, તો આ પ્રક્રિયા માટે K_cનું મૂલ્ય કેટલું થશે.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

આપણે જાણીએ છીએ તે પ્રમાણે

$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n_g}$

Δn_g = ($NO_{(g)}$ના મોલ + $Cl_{2(g)}$ના મોલ) – ($NOCl_{(g)}$ના મોલ)

$= (2 + 1) - (2) = 3 - 2 = 1$

મૂલ્યો મૂકતાં $0.033 = K_c\ (0.0831 \times 1060)^1$

$$\therefore K_c = \frac{0.033}{0.0831 \times 1060}$$

$= 3.7 \times 10^{-4}$ મોલલિટર$^{-1}$

(ii) વિષમાંગ સંતુલન : પ્રક્રિયકો અથવા નીપજોમાંથી કોઈ પણ પદાર્થ એક કરતાં વધારે કલા ધરાવતાં હોય તેવાં સંતુલનને વિષમાંગ સંતુલન કહે છે. બંધ પાત્રમાંના પાણી (પ્રવાહી) અને પાણીની વરાળ (વાયુ) વચ્ચેનું સંતુલન વિષમાંગ સંતુલન છે.

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

એ જ પ્રમાણે $Ca(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$ પણ વિષમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે. (ઘન અને પ્રવાહી વચ્ચેનું સંતુલન) એ નોંધવું જરૂરી છે કે આ આયનીય સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

સામાન્ય રીતે વિષમાંગ સંતુલનમાં શુદ્ધ ઘન અથવા પ્રવાહી સંકળાયેલા હોય છે. વિષમાંગ સંતુલનના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાને આપણે અલગ પાડી શકીએ. જેમ કે શુદ્ધ ઘન અથવા પ્રવાહી પદાર્થની સાંદ્રતા તેની ઘનતા હોય છે અને નિયત તાપમાને પદાર્થની ઘનતા અચળ હોય છે. એટલે સાંદ્રતાને પણ અચળ ગણી શકીએ અથવા હાજર રહેલા શુદ્ધ ઘન કે પ્રવાહી પદાર્થની સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર રહે છે. ધારો કે કોઈ પદાર્થ X આમાં સંકળાયેલ છે, તો $X_{(s)}$ અને $X_{(l)}$ની સાંદ્રતાઓ ગમે તે પ્રમાણમાં હાજર હોય તો પણ તેમને અચળ લેવામાં આવે છે. જ્યારે $X_{(g)}$ અને $X_{(aq)}$ની સાંદ્રતાઓ બદલાય છે અને તે કદ સાથે ચલાયમાન થશે.

કૅલ્શિયમ કાર્બોનેટના ઉષ્મીય વિઘટનનું ઉદાહરણ લઈએ.

$$CaCO_{3(s)} \xrightleftharpoons{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

તત્ત્વયોગમિતિના આધારે વિષમાંગ સંતુલન અચળાંકનું સમીકરણ લખીએ તો,

$$K_c = \frac{[CaO_{(s)}]\,[CO_{2(g)}]}{[CaCO_{3(s)}]} \qquad (4.15)$$

અગાઉ ચર્ચા કરી તે પ્રમાણે $CaO_{(s)}$ અને $CaCO_{3(s)}$ ઘન અવસ્થામાં હોવાથી તેમની સાંદ્રતા તેમની ઘનતા જેટલી લઈ શકાય એટલે કે અચળ રહેશે. આથી ઉપરનું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c \times K_1 = K_c = [CO_{2(g)}] \qquad (4.16)$$

જ્યાં $K_1 = \frac{[CaCO_{3(s)}]}{[CaO_{(s)}]}$ છે અથવા $K_p = P_{CO_2}$

જ્યાં P_{CO_2} સંતુલને CO_2ની સાંદ્રતા અથવા દબાણ છે. ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક 1100 K તાપમાને 2.0×10^5 Pa જણાય છે. આથી $K_p = P_{CO_2} = 2.0 \times 10^5$ Pa. તેને બારમાં ફેરવતાં

$$\frac{2\times10^5 \text{ Pa}}{1\times10^5 \text{ Pa/બાર}} = 2.0 \text{ બાર}$$

એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે વિષમાંગ સંતુલનમાં ઘન અથવા પ્રવાહી ઘણા અલ્પપ્રમાણમાં હોય તોપણ તેમની સાંદ્રતા અથવા આંશિક દબાણ સંતુલન અચળાંકમાં ગણાતાં નથી. જેમકે

$$Ag_2O_{(s)} + 2HNO_{3(aq)} \rightleftharpoons 2AgNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

પ્રક્રિયા માટે

$$K_c = \frac{[AgNO_{3(aq)}]^2 [H_2O_{(l)}]}{[Ag_2O_{(s)}][HNO_{3(aq)}]^2}$$

$$= \frac{[AgNO_{3(aq)}]^2}{[HNO_{3(aq)}]^2}$$

કારણ કે, $[H_2O_{(l)}]$ અને $[Ag_2O_{(s)}]$ = અચળ થશે.

4.9 સંતુલનની લાક્ષણિકતાઓ (Characteristics of Equilibrium)

(i) રાસાયણિક સંતુલન દરમિયાન પ્રણાલીના ગુણધર્મો જેવા કે રંગ, સાંદ્રતા, દબાણ કે તાપમાન અચળ રહે છે અને તે પ્રણાલીના સમગ્ર વિસ્તારમાં એકસમાન હોય છે.

(ii) રાસાયણિક સંતુલન પ્રાપ્ત થાય ત્યારે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓના વેગ સરખા થાય છે.

(iii) રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે સાંદ્રતા, દબાણ તાપમાન વગેરે બદલાય, તો સંતુલન પર તેની અસર પડે છે.

(iv) પ્રક્રિયકોની શરૂઆતની સાંદ્રતા જુદી-જુદી હોય, તો પણ નિયત તાપમાને સંતુલન-અચળાંક અચળ રહે છે.

(v) તાપમાન બદલાતાં સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય બદલાય છે.

(vi) સંતુલનની પ્રાપ્તિ માટે પ્રક્રિયા ડાબી બાજુથી જમણી તરફ (પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ) અથવા જમણી બાજુથી ડાબી તરફ (નીપજથી પ્રક્રિયક) તરફ કરી શકાય છે.

(vii) સંતુલન અચળાંક પર ઉદ્દીપકની કોઈ અસર થતી નથી, તેથી નીપજોનું પ્રમાણ એકસરખું રહે છે. પરંતુ સંતુલન પ્રાપ્ત કરવાની પ્રક્રિયાના વેગ વધે છે.

સંતુલન અચળાંકના એકમો : સંતુલન અચળાંક K_cને દર્શાવવા માટે સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M અને K_p પાસ્કલ Pa, kPa, બાર અથવા વાતાવરણ લેવામાં આવે છે. આથી આ એકમો મૂક્યા પછી અંશ અને છેદ સરખાં થાય, તો એકમ ન રહે અથવા સંતુલન અચળાંક એકમવિહીન બને અને ગુણોત્તર 1 બની જાય. પરંતુ જો તત્ત્વયોગમિતિ પ્રમાણે જુદા-જુદા પદાર્થોની સાંદ્રતા તેને અનુરૂપ લખવામાં આવે, તો એકમ દાખલ થાય. કેટલીક પ્રક્રિયાઓ અને તેના Kના એકમો નીચે દર્શાવ્યા છે.

પ્રક્રિયા	એકમ
$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$	એકમરહિત
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	$\frac{(\text{મોલ લિટર}^{-1})^2}{(\text{મોલ લિટર}^{-1})(\text{મોલ લિટર}^{-1})^3} = (\text{મોલ લિટર}^{-1})^{-2}$
$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$	એકમરહિત

દાખલો 7 : $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ પ્રક્રિયાનો સંતુલન-અચળાંક K_c 810 K તાપમાને 4.25 છે. ધારો કે આ પ્રક્રિયામાં શરૂઆતમાં 0.1 મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M સાંદ્રતા ધરાવતા પ્રક્રિયકોથી શરૂ કરવામાં આવી હોય તો સંતુલન સમયે $CO_{(g)}$, $H_2O_{(g)}$, $CO_{2(g)}$ અને $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા 810 K તાપમાને ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા :	$CO_{(g)}$ +	$H_2O_{(g)} \rightleftharpoons$	$CO_{2(g)}$ +	$H_{2(g)}$
શરૂઆતની સાંદ્રતા	0.1M	0.1M	0	0
સંતુલન સમયે સાંદ્રતા	$(0.1 - x)$M	$(0.1 - x)$M	xM	xM

જ્યાં xM સંતુલન સમયે $CO_{2(g)}$ અથવા $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા છે. હવે સંતુલન-અચળાંક

$$K_c = \frac{[CO_{2(g)}]\,[H_{2(g)}]}{[CO_{(g)}]\,[H_2O_{(g)}]}$$

$$= \frac{[x]\,[x]}{[0.1-x]\,[0.1-x]}$$

$$\therefore 4.25 = \frac{x^2}{[0.1-x]^2}$$

$$\therefore x^2 = 4.25\ (0.01 - 0.2x + x^2)$$

$$\therefore x^2 = 0.0425 - 0.850x + 4.25x^2 = 0$$

$$\therefore 3.25x^2 - 0.850x + 0.0425 = 0$$

દ્વિઘાત સમીકરણના સહગુણાંકો

a = 3.25, b = − 0.850, અને c = 0.0425 થશે

દ્વિઘાત સમીકરણ $ax^2 + bx + c = 0$ના ઉકેલ

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$= \frac{+0.850 \pm \sqrt{(0.85)^2 - 4(3.25)(0.0425)}}{(2\times 3.25)}$$

$$\therefore x = \frac{0.850 \pm 0.41}{6.50}$$

$\therefore$ બે ઉકેલોમાંનો એક $x_1 = \frac{0.850+0.41}{6.50} = 0.19$

અને બીજો ઉકેલ $x_1 = \frac{0.850-0.41}{6.50} = 0.068$ પરંતુ શરૂઆતની સાંદ્રતા 0.1M છે, આથી 0.19M મૂલ્ય સ્વીકાર્ય નથી. તેથી x = 0.068M સ્વીકાર્ય મૂલ્ય છે.

આથી $x = [CO_{2(g)}] = [H_{2(g)}] = 0.068$ M

અને સંતુલને $CO_{(g)}$ની સાંદ્રતા

$(0.1 - x) = (0.1 - 0.068) = 0.032M$

અને $H_{2(g)}$ની સાંદ્રતા

$(0.1 - x) = (0.1 - 0.068) = 0.032M$

4.10 સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગો (Applications of Equilibrium Constant)

સંતુલન અચળાંકના કેટલાક અગત્યના અનુપ્રયોગો નીચે પ્રમાણે છે :

(i) પ્રક્રિયા પૂર્ણતાનું પ્રાક્કથન : પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય પ્રક્રિયાની પૂર્ણતાનું પ્રમાણ દર્શાવે છે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 કરતાં વધારે હોય તો નીપજોનું પ્રમાણ વધારે મળશે. એટલે કે પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજ મળવાની પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા તરફ જશે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 કરતાં ઓછું હોય તો પ્રક્રિયકોનું પ્રમાણ નીપજના પ્રમાણ કરતાં વધું થવાથી પ્રક્રિયાની પૂર્ણતા તરફની સ્થિતિમાં ઘટાડો જણાશે. જો K_cનું મૂલ્ય 1 હશે, તો પ્રક્રિયકો અને નીપજોના પ્રમાણની સંતુલન સ્થિતિ પ્રાપ્ત થશે.

(ii) પ્રક્રિયાની દિશા (પુરોગામી કે પ્રતિગામી)નું પ્રાક્કથન : કોઈ પણ તબક્કે રાસાયણિક પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં થશે તેનું પ્રાક્કથન સંતુલન અચળાંકના મૂલ્ય પરથી કરી શકાય. આ માટે પ્રક્રિયા ભાગફળ (Quotient) (Q_c) ગણવો પડે. અગાઉ જણાવ્યા પ્રમાણે

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ પ્રક્રિયા માટે K_cનું મૂલ્ય થશે.

$$K_c = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b} = Q_c$$

જો $Q_c < K_c$ થાય અથવા $K_c > Q_c$ થાય, તો પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં થશે એટલે પ્રક્રિયકમાંથી નીપજ તરફ થશે. જો $Q_c > K_c$ થાય અથવા $K_c < Q_c$ થાય તો પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં થશે એટલે કે નીપજથી પ્રક્રિયક તરફ થશે અને $Q_c = K_c$ થાય, તો પ્રક્રિયા સંતુલનમાં રહે.

દાખલો 8 : પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ માટે K_cનું મૂલ્ય 700 K તાપમાને 57.0 જણાયું છે. ધારો કે પ્રક્રિયા મિશ્રણમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા કોઈ નક્કી કરેલા સમયે નીચે પ્રમાણે છે. $[H_2]$ = 0.05 M, $[I_2]$ = 0.10 M અને [HI] = 0.20M પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં આગળ વધશે તે નક્કી કરો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} = Q_c$$

$$Q_c = \frac{(0.20)^2}{(0.05)\,(0.1)} = \frac{0.04}{0.005} = 8$$

આમ Q_c = 8 અને K_c = 57.0 છે માટે $Q_c < K_c$ એટલે કે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં એટલે કે પ્રક્રિયકમાંથી નીપજ મળવા તરફ આગળ વધશે.

(iii) સંતુલન-સાંદ્રતાની ગણતરી : સંતુલન સમયે નીપજો અને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા જાણતા હોઈએ તો સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય ગણી શકીએ અને પ્રક્રિયકોની શરૂઆતની સાંદ્રતા અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય જાણતા હોઈએ, તો સંતુલને સાંદ્રતા ગણી શકાય. આ માટે નીચેના તબક્કાઓ અનુસરવા પડે :

તબક્કો 1 : રાસાયણિક પ્રક્રિયાને સમતુલિત સ્વરૂપમાં લખો.

તબક્કો 2 : પ્રક્રિયાના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની નીચે (a) તેમની શરૂઆતની સાંદ્રતા દર્શાવો. (b) સંતુલન પ્રાપ્ત થતાં સાંદ્રતામાં થતો ફેરફાર દર્શાવો. (c) સંતુલન સાંદ્રતા લખો. સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા દબાણ બાર (bar)માં દર્શાવો. જેની જાણ ન હોય તેને માટે x લખો અને પછી તેમની તત્ત્વયોગમિતિ જણાવો.

તબક્કો 3 : સંતુલન અચળાંક માટેના સમીકરણમાં સંતુલન સાંદ્રતાઓનાં મૂલ્યો મૂકો અને સમીકરણનો ઉકેલ કાઢો. જો દ્વિઘાત સમીકરણ આવે, તો તેને માટેનું સૂત્ર વાપરી બન્ને મૂલ્યો શોધો અને સ્વીકાર્ય મૂલ્ય નક્કી કરો.

તબક્કો 4 : xના મૂલ્યો પરથી સંતુલન સાંદ્રતા શોધો.

તબક્કો 5 : સંતુલન સાંદ્રતાનાં મૂલ્યો સંતુલન અચળાંક માટેનાં સમીકરણમાં મૂકી સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય ચકાસો.

દાખલો 9 : 6.9 ગ્રામ N_2O_4ને 0.5 લિટરના કદવાળા બંધપાત્રમાં લેવામાં આવ્યો. તાપમાન 400 K છે. સંતુલન પ્રાપ્ત કરવા જરૂરી સમય પસાર થવા દીધો. જો પ્રક્રિયા $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ હોય અને સંતુલને કુલ દબાણ 9.15 બાર હોય, તો K_c, K_p અને સંતુલન સમયે આંશિક દબાણ ગણો.

R = 0.082 લિટર વાતા. મોલ$^{-1}$ કે$^{-1}$

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

$$N_2O_4\text{ના મોલ} = \frac{N_2O_4\text{નું દળ}}{\text{આણ્વિય દળ}}$$

$$= \frac{6.9}{92} = 0.075$$

બંધ-પાત્રનું કદ 0.5 લિટર છે.

હવે PV = nRT

$$P = \frac{n}{V}RT$$

$$= \frac{0.075}{0.5} \times 0.082 \times 400 = 4.92 \text{ બાર}$$

સંતુલન સમયે કુલ દબાણ 9.15 બાર છે.

પ્રક્રિયા : $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$

શરૂઆતની સાંદ્રતા (દબાણ)

4.92 બાર   0 બાર

સંતુલને સાંદ્રતા (દબાણ)

$(4.92 - x)$ બાર $2x$ બાર

(જ્યાં x = NO_2ની સાંદ્રતા (દબાણ))

હવે કુલ દબાણ = $N_2O_{4(g)}$નું વિભાગીય દબાણ + $NO_{2(g)}$નું વિભાગીય દબાણ

$\therefore 9.15 = (4.92 - x) + 2x$

$\therefore 9.15 = 4.92 - x + 2x = 4.92 + x$

$\therefore x = 9.15 - 4.92 = 4.23$ બાર

N_2O_4નું સંતુલન સમયે વિભાગીય દબાણ

$p_{N_2O_4} = 4.92 - 4.23 = 0.69$ બાર

NO_2નું સંતુલન સમયે વિભાગીય દબાણ

$p_{NO_2} = 2x = 2 \times 4.23 = 8.46$ બાર

$$\text{હવે } K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})}$$

$$= \frac{(8.46)^2}{0.69} = 103.73 \text{ બાર}$$

$K_p = K_c\ (RT)^{\Delta n_g}$

$\therefore 103.73 = K_c\ (0.082 \times 400)^1$

અહીં Δn_g = (વાયુમય NO_2ના મોલ − વાયમુય N_2O_4ના મોલ)

$= (2 - 1) = 1$

$$\therefore K_c = \frac{103.73}{0.082 \times 400}$$

$= 3.162 \approx 3.2$ મોલ લિટર$^{-1}$

4.11 સંતુલન અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c અને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા વચ્ચેના સંબંધ (Relation between Reaction Quotient Q_c, Equilibrium Constant K and Gibbs' free Energy)

રાસાયણિક સંતુલનને રાસાયણિક ગતિકી સાથે સંબંધ નથી, પરંતુ ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર સાથે ચોક્કસ સંબંધ છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ΔGને ગિબ્સ મુક્ત-ઊર્જા ફેરફાર તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. આ તફાવત

પ્રક્રિયાની નીપજોની કુલ મુક્ત ઊર્જા અને પ્રક્રિયકોની કુલ મુક્ત ઊર્જાનો તફાવત છે, તેનાં ત્રણ મૂલ્યો સંભવી શકે. ઋણ, શૂન્ય અને ધન. સંતુલન અચળાંક સાથેના તેના સંબંધની ચર્ચા કરીએ.

(i) જો ΔGનું મૂલ્ય ઋણ હોય, તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત (આપમેળે) થશે અને હંમેશાં તે નીપજ તરફ પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે.

(ii) જો ΔGનું મૂલ્ય ધન હોય, તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નહિ હોય અને હંમેશાં નીપજથી પ્રક્રિયક તરફ પ્રતિગામી દિશામાં આગળ વધશે.

(iii) જો ΔGનું મૂલ્ય શૂન્ય હશે, તો પ્રક્રિયા સંતુલનમાં એટલે કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાઓ સંતુલનમાં રહેશે અને પ્રક્રિયા પુરોગામી કે પ્રતિગામી દિશામાંથી કોઈ પણ દિશામાં આગળ વધશે નહિ.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં મુક્ત શક્તિ ફેરફાર ΔG અને સાંદ્રતા ભાગફળ (Q_c) વચ્ચે નીચે પ્રમાણે સંબંધ છે :

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT\ln Q_c \quad (4.17)$$

જ્યાં ΔG^0 = પ્રમાણિત ગિબ્સ ઊર્જા ફેરફાર છે. અથવા ગિબ્સ ઊર્જાનું મૂલ્ય પ્રમાણિત સ્થિતિમાં છે.

આપણે જોયું તેમ સંતુલને $\Delta G = 0$

તેથી $Q_c = K_c$ થશે અને સમીકરણ 4.17માં મૂલ્યો મૂકતાં,

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT\ln K = 0 \text{ થશે.} \quad (4.18)$$

$$\text{અથવા } \Delta G^0 = -RT\ln K \quad (4.19)$$

આ સમીકરણનો પ્રતિઘાતાંક લઈ સમીકરણ લખીએ તો તેને $K = e^{-\Delta G^0/RT}$ (4.20)

તરીકે લખી શકાય. આથી સમીકરણ 4.20નો ઉપયોગ કરી પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરિતાને ΔGના મૂલ્ય સાથે સાંકળી શકાય. જેમકે

(i) $\Delta G^0 < 0$ હોય, તો $-\Delta G^0/RT$ ધન બને અને તેથી $K = e^{-\Delta G^0/RT} > 1$ જે દર્શાવે છે કે $K > 1$થશે. આથી કહી શકાય કે જો $K > 1$ હોય અથવા ΔGનું મૂલ્ય ઋણ હોય, તો પ્રક્રિયા હંમેશાં પુરોગામી દિશામાં જ આગળ વધશે અને નીપજોનું પ્રમાણ વધારે થશે.

(ii) જો $\Delta G^0 > 0$ હોય, તો $-\Delta G^0/RT$ ઋણ થશે અને તેથી $K = e^{-\Delta G^0/RT} < 1$ એટલે કે $K < 1$ થશે. આ દર્શાવે છે કે પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નથી અને નીપજોનું પ્રમાણ પ્રક્રિયકોના પ્રમાણમાં ઓછું હશે.

દાખલો 10 : ગ્લાયકોલિસિસ દરમિયાન ગ્લુકોઝની ફૉસ્ફોરાઇલેશન પ્રક્રિયામાં સંતુલન-અચળાંકનું મૂલ્ય 298 K તાપમાને 3.8×10^{-3} મળેલ છે. આ પ્રક્રિયા માટે ΔG^0નું મૂલ્ય ગણો અને પ્રક્રિયા વિશે તમારું મંતવ્ય જણાવો.

ઉકેલ : $K = 3.8 \times 10^{-3}$ અને $T = 298$ K છે.

હવે $\Delta G^0 = -RT\ln K$

$= -2.303RT \log K$

$= -2.303 \times 8.314 \times 298 \times \log 3.8 \times 10^{-3}$

$= -2.303 \times 8.314 \times 298 \times (-2.4202)$

$= 13809$ જૂલ મોલ$^{-1}$ ≈ 13.81 કિલો જૂલ મોલ$^{-1}$

ΔG^0નું મૂલ્ય ધન હોઈ પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નહિ હોય.

4.12 રાસાયણિક સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો (Factors Affecting Chemical Equilibrium)

ઉદ્યોગોમાં ઓછામાં ઓછા ખર્ચે વધુમાં વધુ નીપજ મેળવવાનો આશય હોય છે. આથી સંતુલન કેવી રીતે રાખવું કે જેથી વધુ નીપજ મળે. તેને માટે અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ અને સમન્વય મહત્ત્વનાં બને છે. સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયાને અસર કરતાં પરિબળોમાં પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા અથવા દબાણ, તાપમાન અને ઉદ્દીપકના ઉપયોગનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે. ડાયહાઇડ્રોજન અને ડાયનાઇટ્રોજન વાયુઓનો ઉપયોગ કરી હેબરવિધિથી એમોનિયા વાયુનું ઉત્પાદન અગત્યની પ્રક્રિયા છે. કારણ કે કેટલાય કરોડ ટન કૃત્રિમ ખાતરનું ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન કરવામાં તેનો ઉપયોગ થાય છે. આથી આવી પ્રક્રિયાઓને અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ જરૂરી બને છે.

સંતુલન અચળાંક પ્રક્રિયકની સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર છે. પરંતુ કોઈ પણ પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં અથવા દબાણમાં ફેરફાર કરવામાં આવે, તો સંતુલન પર અસર પડે છે. આ અસર નાબૂદ કરવા સંતુલન પ્રયત્ન કરે છે. પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક કે ઉષ્માક્ષેપક પણ હોઈ શકે. તેથી શોષાતી ઉષ્મા કે બહાર ફેંકાતી ઉષ્મા પણ અનુક્રમે પ્રક્રિયક કે નીપજ જેવું જ કાર્ય કરે છે અને તેની સંતુલન પર અસર પડે છે. તેને નાબૂદ કરવા સંતુલન પ્રયત્ન કરે છે. સાંદ્રતા, તાપમાન વગેરેની અસરનો અભ્યાસ વૈજ્ઞાનિક લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે નીચે મુજબ થશે :

"સંતુલન અવસ્થાને અસર કરતાં પરિબળોમાંથી કોઈ એક પરિબળમાં ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રણાલીમાં એવો ફેરફાર થશે કે જેથી ફેરફાર નાબૂદ થશે અથવા નહિવત્ થશે અને સંતુલન અચળાંક તે તાપમાને અચળ રહેશે." આ નિયમ બંને ભૌતિક અને રાસાયણિક સંતુલનને લાગુ પાડી શકાય છે.

આપણે સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે (1) સાંદ્રતામાં ફેરફાર (2) દબાણમાં ફેરફાર (3) નિષ્ક્રિય વાયુનો ઉમેરો (4) તાપમાનમાં ફેરફાર અને (5) ઉદ્દીપકનો ઉપયોગનો વિગતવાર અભ્યાસ કરીશું.

(1) સાંદ્રતામાં ફેરફારની અસર : સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયામાં જો પ્રક્રિયક ઉમેરીએ અથવા નીપજ દૂર કરીએ, તો લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે સંતુલન પર તેની અસર નીચે પ્રમાણે થશે :

(a) પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતામાં પ્રક્રિયક અથવા નીપજ ઉમેરીને વધારો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા એવી રીતે થશે જેથી સાંદ્રતાનો વધારો ઉપયોગમાં આવશે. એટલે કે પ્રક્રિયકની સાંદ્રતા વધારવામાં આવે, તો નીપજની સાંદ્રતા વધશે અને નીપજની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં વધારો થવાની દિશામાં પ્રક્રિયા પરિણમશે.

(b) પ્રક્રિયક અથવા નીપજની સાંદ્રતામાં પ્રક્રિયક અથવા નીપજને દૂર કરીને સાંદ્રતાનો ઘટાડો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા એવી રીતે થશે, જેથી દૂર કરાયેલ નીપજ અથવા પ્રક્રિયક ફરી પ્રસ્થાપિત થાય.

આમ, પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંદ્રતામાં કોઈ પણ ફેરફાર કરવામાં આવે, તો સંતુલન આ ફેરફારને ન્યૂનતમ કરવા તરફ જઈ સંતુલન મિશ્રણ ગોઠવાશે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_3$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો ડાયનાઇટ્રોજન અથવા ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતા વધારવામાં આવે તો પ્રક્રિયા જમણી તરફ આગળ વધશે અને નીપજ એમોનિયા વધુ મળશે. જો ડાયનાઇટ્રોજન કે ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતામાં ઘટાડો કરવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા ડાબી બાજુ જશે અને પ્રક્રિયકો ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજન પાછા મળશે. એટલે કે એમોનિયાનું ઉત્પાદન ઘટશે. અહીં યાદ રાખવું જરૂરી છે કે પ્રક્રિયામાં 1 મોલ નાઇટ્રોજન 3 મોલ હાઇડ્રોજન પ્રક્રિયા કરી 2 મોલ એમોનિયા બનાવે છે. તેથી ડાયનાઇટ્રોજનને બદલે ડાયહાઇડ્રોજનની સાંદ્રતામાં થતો વધારો વધારે નીપજ આપશે.

અન્ય ઉદાહરણ વિષમાંગ સંતુલનનું લઈએ. બંધપાત્રમાં ઘન $CaCO_{3(s)}$ને ગરમ કરતાં નીચેની વિઘટન પ્રક્રિયા થશે :

$$CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

આથી જો વધુ $CaO_{(s)}$ મેળવવો હોય, તો પ્રક્રિયામાંથી બનતા $CO_{2(g)}$ વાયુને દૂર કરતા રહેવું પડે, કારણ કે $CO_{2(g)}$, $CaO_{(s)}$ ઘન સાથે જોડાઈ પ્રતિગામી પ્રક્રિયા કરે તો નીપજનું પ્રમાણ ઘટે. આથી $CO_{2(g)}$ને પ્રક્રિયાપાત્રમાંથી દૂર કરવાથી વધુ $CaO_{(s)}$ મેળવી શકાય.

પ્રવૃત્તિ : આયનીય સંતુલનમાંના એક ઉદાહરણનો વિચાર કરીએ. $Fe^{3+}_{(aq)}$ આયન, $SCN^-_{(aq)}$ આયન સાથે પ્રક્રિયા કરી $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ આયન બનાવે છે.

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^-_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}$$

આછો પીળો રંગ રંગવિહીન લોહી જેવો લાલ રંગ

આ પ્રક્રિયામાં $Fe^{3+}_{(aq)}$ અથવા $SCN^-_{(aq)}$ ઉમેરી પ્રક્રિયકની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો વધુ $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ આયન બનવાથી લાલ રંગ વધુ ઘેરો થશે. જો $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ ઉમેરી નીપજની સાંદ્રતામાં વધારો કરવામાં આવે તો $[Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$ સાંદ્રતા ઘટવાથી લાલ રંગની તીવ્રતા ઘટશે, કારણ કે પ્રક્રિયા પ્રક્રિયક તરફ જશે. આને પ્રયોગપોથીમાં નિર્દેશન પ્રયોગ તરીકે આપેલ છે. માટે આ પ્રક્રિયાને પ્રવૃત્તિ રૂપે કરવી જ જોઈએ.

(2) દબાણના ફેરફારની અસર : દબાણમાં ફેરફાર વાયુની સાંદ્રતા વધારી કે ઘટાડીને અથવા પાત્રનું કદ અનુક્રમે ઘટાડીને કે વધારીને પણ કરી શકાય. આ પ્રમાણેનો ફેરફાર કરવાથી વાયુમય પ્રક્રિયકો અને વાયુમય નીપજોના તથા કુલ નીપજોના પ્રમાણમાં ફેરફાર થઈ શકે. આવી પ્રક્રિયાઓમાં પણ લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડી શકાય. વિષમાંગ સંતુલનમાં ઘન અને પ્રવાહી પદાર્થો પર દબાણની અસરને ધ્યાનમાં ન લઈએ, તો ચાલે કારણ કે તેમનાં કદ અને સાંદ્રતા દબાણના ફેરફારથી સ્વતંત્ર છે. આપણે નીચેનું ઉદાહરણ લઈએ :

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

આ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયક $CO_{(g)}$નો 1 મોલ પ્રક્રિયક $H_{2(g)}$ના 3 મોલ સાથે પ્રક્રિયા કરી નીપજ $CH_{4(g)}$નો 1 મોલ તથા નીપજ $H_2O_{(g)}$ નો 1 મોલ આપે છે. આમ, કુલ 4 મોલ પ્રક્રિયકોમાંથી 2 મોલ નીપજો મળે છે. આથી પ્રક્રિયા દરમિયાન મોલની સંખ્યામાં ઘટાડો થાય છે.

ધારો કે આ પ્રક્રિયા કરતાં બંધ પાત્ર પર દબાણ વધારી નિયત તાપમાને સંતુલન મિશ્રણના કદને અડધું કરવામાં આવે, તો શું થાય ? કુલ દબાણ બમણું થશે કારણ કે PV = અચળાંક છે. આથી પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા અથવા દબાણ બદલાયાં, જેથી લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે સંતુલન ફરી મૂળ અવસ્થા પ્રાપ્ત કરવા પ્રયત્ન કરશે. દબાણ બમણું થવાથી અને પ્રક્રિયકોના 4 મોલમાંથી નીપજના 2 મોલ મળતા હોવાથી મોલમાં ઘટાડાને લીધે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં જશે એટલે કે વધુ નીપજ મળશે.

આથી ઊલટું જો પ્રક્રિયા $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ માં વાયુમય નીપજની મોલની સંખ્યા (0 થી 1) વધે છે. $CO_{2(g)}$ ઉમેરીને દબાણ વધારવામાં આવે, તો પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં જશે અને નીપજમાં ઘટાડો આપશે.

(3) નિષ્ક્રિય વાયુનો ઉમેરો : જો પ્રણાલીનું કદ અચળ રાખવામાં આવે અને પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતો ન હોય તેવો કોઈ નિષ્ક્રિય વાયુ ઉમેરવામાં આવે, તો સંતુલન પર કોઈ અસર પડશે નહિ. નિષ્ક્રિય વાયુ પ્રક્રિયક કે નીપજ સાથે પ્રક્રિયા કરતો ન હોવાથી તેમનાં વિભાગીય દબાણ બદલાશે નહિ. પરિણામે સંતુલન પર કોઈ અસર થશે નહિ. આપણે અગાઉ જોયું K_c જેનો આધાર Q_c પર છે તેમાં કોઈ ફેરફાર થતો નથી.

(4) તાપમાનની અસર : સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય તાપમાન સાથે સંકળાયેલ છે. એટલે કે નિયત તાપમાને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય નિશ્ચિત હોય છે. તાપમાન બદલાય તો તેનું મૂલ્ય બદલાય છે. પ્રક્રિયાઓ બે પ્રકારની હોઈ શકે : (1) ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા અને (2) ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા. તાપમાનમાં ફેરફાર કરવાથી પ્રક્રિયામાંથી બહાર ફેંકાતી અથવા શોષાતી ઉષ્મામાં ફેરફાર થાય છે. ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયામાં ઉષ્મા શોષાતી હોવાથી તે એક પ્રક્રિયકની જેમ કાર્ય કરે છે. ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં ઉષ્મા બહાર ફેંકાતી હોવાથી તે નીપજની જેમ કાર્ય કરે છે. આથી કહી શકાય કે (1) તાપમાનના વધારાથી ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક વધે છે. અને (2) તાપમાનના વધારાથી ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ઘટે છે. વિશેષમાં એ પણ સ્પષ્ટ કરી લઈએ કે તાપમાનનો વધારો કે ઘટાડો પ્રક્રિયા દર પર પણ અસર કરે છે. $NH_{3(g)}$ના ઉત્પાદનની પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીએ.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta H = -92.38 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

ΔH એટલે એન્થાલ્પીનો ફેરફાર જે નીપજોની કુલ એન્થાલ્પી અને પ્રક્રિયકોની કુલ એન્થાલ્પીનો તફાવત છે. તેનું ધનમૂલ્ય ઉષ્માશોષક અને તેનું ઋણમૂલ્ય ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા સૂચવે છે. આથી ઉપરની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે અગાઉ જોયું તેમ તાપમાનનો વધારો ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે ફાયદાકારક નથી, કારણ કે પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં જઈ નીપજમાં ઘટાડો કરશે. આથી તાપમાનમાં ઘટાડો વધુ નીપજ મેળવવા માટે ફાયદાકારક છે. પરંતુ તાપમાનમાં ઘટાડો કરવાથી પ્રક્રિયાનો દર ઘટે છે. આથી પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવામાં વધુ સમય લાગે છે.

આથી સમાધાન રૂપે શક્ય તેટલું નીચું તાપમાન, જરૂર જેટલું વધારે દબાણ રાખી, ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. આથી શક્ય તેટલી વધુ નીપજ શક્ય તેટલા ઓછા સમયમાં મેળવી શકાય છે. આ પ્રકારની પરિસ્થિતિને 'ઑપ્ટિમાઈઝેશન પરિસ્થિતિ' (Optimization state) કહે છે.

પ્રવૃત્તિ : સંતુલન-પ્રક્રિયા પર તાપમાનની અસરનો અભ્યાસ નીચેની પ્રક્રિયાથી કરી શકાય :

$$\underset{\text{બદામી રંગ}}{2NO_{2(g)}} \underset{+\Delta}{\overset{-\Delta}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{રંગવિહીન}}{N_2O_{4(g)}} \qquad \Delta H = -ve$$

આ પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક હોઈ બરફનો ઉપયોગ કરી તાપમાનમાં ઘટાડાની અને ગરમ પાણીના બાથમાં મૂકીને તાપમાનમાં વધારાની અસરનો અભ્યાસ કરી શકાય. આ પ્રવૃત્તિ માટે પ્રયોગપોથીના નિર્દેશન પ્રયોગ પ્રમાણે પ્રયોગ કરો અને તાપમાનની અસર વિશે તારણ મેળવો.

(5) ઉદ્દીપકની અસર : યોગ્ય ઉદ્દીપક કોઈ પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો વેગ વધારવામાં મદદ કરે છે, જેમ કે હેબરની પદ્ધતિથી એમોનિયા વાયુ મેળવવામાં લોખંડનો ભૂકો ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે. ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ રાસાયણિક ગતિકી સાથે સંકળાયેલ છે. કારણ કે તે પ્રક્રિયાના વેગ પર અસર કરે છે. ઉદ્દીપકનું કાર્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયાની સક્રિયકરણ ઊર્જા ઘટાડવાનું છે. તેથી પ્રક્રિયા સરળતાથી પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ ફેરવાય. આ પ્રક્રિયા દરમિયાન સક્રિયકરણ ઊર્જા ઘટે છે. પરંતુ સંતુલન અચળાંક પર કોઈ અસર થતી નથી. એટલે કે નીપજનું વધારે પ્રમાણ મેળવાતું નથી. ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇડ્રોજન વાયુઓના સંયોગીકરણથી હેબરવિધિ દ્વારા મેળવાતા એમોનિયા વાયુની પ્રક્રિયાનો કિસ્સો તપાસીએ.

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

$$\Delta H = -92.38 \text{ કિલો જૂલ મોલ}^{-1}$$

ઉપર્યુક્ત પ્રક્રિયામાં કુલ 4 મોલ પ્રક્રિયકોમાંથી 2 મોલનીપજ મળે છે. આથી દબાણમાં વધારો લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંતને આધારે વધુ એમોનિયા મેળવવામાં ફાયદાકારક છે. પરંતુ બંધ પાત્રમાં થતી પ્રક્રિયાઓમાં દબાણનો બહુ મોટો વધારો ઘણી વાર પાત્રને તોડી નાખે છે. માટે દબાણ સીમિત રાખવું પડે છે. વળી, આ પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક છે માટે તાપમાનનો ઘટાડો લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે નીપજ મેળવવા માટે ફાયદાકારક છે, પરંતુ તાપમાનમાં ઘટાડો પ્રક્રિયાવેગ પર અસર કરે છે અને તેનો ઘટાડો કરે છે. આથી પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા માટે વધુ સમયની જરૂર પડે છે. તે ઉદ્યોગમાં આર્થિક રીતે ફાયદાકારક નથી. આથી તાપમાન પણ સીમિત કરવું પડે છે. આ બન્નેના સમન્વય સાથે યોગ્ય ઉદ્દીપક વાપરી સક્રિયકરણ શક્તિ ઘટાડી પ્રક્રિયાનો દર વધારી ઓછા સમયમાં શક્ય તેટલી વધુ નીપજ મેળવવામાં આવે છે. આથી હેબરે એમોનિયાના ઉત્પાદનની પ્રક્રિયામાં આયર્ન પાઉડરનો ઉદ્દીપક તરીકે ઉપયોગ કર્યો. જેથી સંતોષકારક પરિણામ મેળવી શકાયાં. એમોનિયાના ઉત્પાદનમાં સમન્વય કરેલા દબાણ અને તાપમાનમાં મૂલ્ય 200 બાર અને 773 K તાપમાન છે અને આયર્ન પાઉડર ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે. જો રાસાયણિક પ્રક્રિયાના સંતુલન-અચળાંક K_cનું મૂલ્ય ઘણું જ ઓછું હોય, તો ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ ખાસ કારગત નીવડતો નથી.

4.13 દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન (Ionic Equilibrium in Solution)

સંતુલનના આ એકમમાં આપણે અત્યાર સુધી જે અભ્યાસ કર્યો તેમાં આણ્વિય પ્રક્રિયાઓનો સમાવેશ કરવામાં આવ્યો છે. હવે પછીના ભાગમાં આપણે જે સંતુલનની ચર્ચા કરીશું, તેમાં આયનો સંકળાયેલાં હશે આમ, આ એકમમાં અગાઉના ભાગમાં રાસાયણિક સંતુલનનો અભ્યાસ કર્યો અને હવે આયનીય સંતુલનનો અભ્યાસ કરીશું. પ્રાયોગિક કાર્ય અંગેની પ્રયોગપોથીમાં એક પ્રયોગ આયનીય સંતુલન વિશેનો છે. ફેરિક નાઇટ્રેટના દ્રાવણમાં પોટેશિયમ થાયોસાયનેટનું દ્રાવણ ઉમેરતાં લોહી જેવો રંગ જોવા મળે છે. આ સંતુલન પ્રક્રિયા આયન સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}_{(aq)}$$

આછો પીળો રંગ   રંગવિહીન   લોહી જેવો લાલ રંગ

આ સંતુલન-પ્રક્રિયામાં આયનોની સાંદ્રતા દર્શાવીને સંતુલન અચળાંક K_c લખીએ, તો $K_c = \frac{[Fe(SCN)]^{2+}}{[Fe^{3+}][SCN^{-}]}$

આયનોની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા મોલારિટીમાં દર્શાવાતી હોવાથી સંતુલન અચળાંક K_c તરીકે દર્શાવાય. આયનો મોટે ભાગે જલીય દ્રાવણોમાં જ હોય.

તમે જાણો છે કે સોડિયમ ક્લોરાઇડના જલીય દ્રાવણમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર થઈ શકે છે. સોડિયમ ક્લોરાઇડની સાંદ્રતા વધારીએ, તો વાહકતા વધે છે. જ્યારે પાણીમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે, ત્યારે તેમાંથી નહિવત્ વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર થાય છે. જલીય દ્રાવણોમાં વિદ્યુતનું વહન આયનો દ્વારા થાય છે. આથી કહી શકાય કે સોડિયમ ક્લોરાઇડનાં જલીય દ્રાવણોમાં આયનો હાજર છે, જ્યારે પાણીમાં આયનોની હાજરી નહિવત્ છે. માઇકલ ફેરાડે (Michael Faraday) એ આ પરથી પદાર્થોનું બે વિભાગમાં વર્ગીકરણ કર્યું : (1) વિદ્યુતવિભાજ્ય અને (2) વિદ્યુતઅવિભાજ્ય. ઉપરના ઉદાહરણમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડ વિદ્યુતવિભાજ્ય છે. કારણ કે વિદ્યુતનું વહન કરે છે અને વિદ્યુત વડે વિભાજન પામે છે. પાણી વિદ્યુતનું વહન કરતું નથી અને વિદ્યુત વડે તે વિભાજન પામતું નથી, માટે વિદ્યુત અવિભાજ્ય છે.

ત્યાર બાદ જણાયું કે વિદ્યુતવિભાજ્યોના પણ બે ભાગ પાડી શકાય. જેમકે કેટલાંક સંયોજનો સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામી જલીય દ્રાવણમાં આયન સ્વરૂપે હોય છે. એટલે કે તેમનું લગભગ 100% આયનીકરણ થયેલું હોય છે. દા.ત., NaClનું દ્રાવણ. કેટલાંક સંયોજનો અપૂર્ણ આયનીકરણ ધરાવે છે, એટલે કે તેમના જલીય દ્રાવણમાં આયનની સંખ્યા ઓછી હોય છે અને અવિયોજિત પદાર્થ પણ હાજર હોય છે. તેમનું આયનીકરણ ઘણું ઓછું (આશરે 2થી 3% જેટલું જ) હોય છે. વિદ્યુતનું વહન જલીય દ્રાવણમાંનાં આયનોની સંખ્યા પર આધાર રાખતું હોવાથી એમ કહી શકાય કે સોડિયમ ક્લોરાઇડ જેવા પદાર્થો સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામે છે, તેથી તેમને પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. પરંતુ શુદ્ધ પાણી જેવા પદાર્થો અપૂર્ણ આયનીકરણ પામે છે, તેથી તેમને નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. નીચેના કોષ્ટક 4.2માં કેટલાંક ઉદાહરણો દર્શાવ્યા છે :

કોષ્ટક 4.2

વિદ્યુતવિભાજ્યનો પ્રકાર	ઉદાહરણો
(1) પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય	HCl, NaOH, KCl, NaCl, વગેરેનાં જલીય દ્રાવણ
(2) નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય	CH_3COOH, NH_4OH, CH_3NH_2 વગેરેનાં જલીય દ્રાવણ

પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્યોનું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થતું હોવાથી પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં જ થાય છે, માટે સંતુલન શક્ય નથી. પરંતુ નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોનું અપૂર્ણ આયનીકરણ થતું હોવાથી પ્રક્રિયા પુરોગામી અને પ્રતિગામી એમ બંને દિશાઓમાં થતી હોવાથી સંતુલન શક્ય બને છે. સંતુલન, સંતુલન અચળાંક અને સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળોનો અભ્યાસ માત્ર નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોને જ લાગુ પાડી શકાય છે.

4.14 ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર (Acid, Base and Salt)

આપણા રોજિંદા જીવનમાં આપણે ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષારના સંપર્કમાં આવીએ છીએ. માણસની હોજરીમાં આશરે 1.2 થી 1.5 લિટર પ્રતિદિન જેટલો HCl સ્રાવ થાય છે. તે ઉપરાંત લીંબુનો રસ, આંબલીનું પાણી વગેરે ઍસિડ છે. NaOH અને KOH જેવા બેઇઝનો સાબુની બનાવટમાં ઉપયોગ થાય છે. ધોવાના સોડા, ખાવાના સોડા તથા મીઠા જેવા ક્ષારનો પણ આપણે, ઉપયોગ કરીએ છીએ. ધોવાના સોડાનો નિર્બળ બેઇઝ તરીકે અને સરકામાં રહેલા એસિટિક ઍસિડનો નિર્બળ ઍસિડ તરીકે પણ સમાવેશ કરી શકાય.

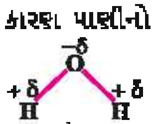
મોટા ભાગના ઍસિડ સ્વાદમાં ખાટા હોય છે. ખાટા શબ્દ માટે લૅટિન ભાષામાં ઍસિડસ (Acidus) શબ્દ છે, તે પરથી ઍસિડ (Acid) શબ્દ આવેલો છે.

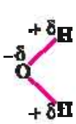
4.14.1 ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા (Definition of Acid and Base) :

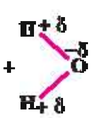
અગાઉનાં ધોરણોમાં કરેલા અભ્યાસ પરથી ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

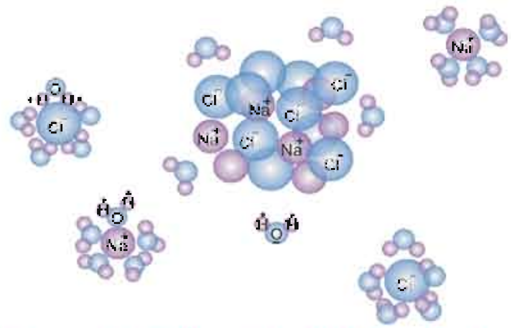
ઍસિડ એટલે એવા પદાર્થો (1) જે સ્વાદમાં ખાટા હોય છે. (2) ભીના ભૂરા લિટમસપત્રને લાલ બનાવે છે. (3) બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્ષાર અને પાણી બનાવે છે. (4) ધાતુ સાથે પ્રક્રિયા કરી કેટલાક સંજોગોમાં ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે. એ જ પ્રમાણે બેઇઝ એટલે એવા પદાર્થો (1) જે સ્વાદમાં તૂરા હોય છે. (2) ભીના લાલ લિટમસપત્રને ભૂરા બનાવે છે તથા (3) ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્ષાર અને પાણી બનાવે છે.

ઉપર દર્શાવેલી વ્યાખ્યાઓ ઍસિડ અને બેઇઝના ગુણધર્મો પરથી તારવવામાં આવી છે. આથી તેમને સંક્રિયાત્મક (Operational) વ્યાખ્યાઓ કહે છે. તેમની મર્યાદા એ છે કે ઍસિડ ખાટા કેમ છે અથવા બેઇઝ તૂરા કેમ છે, તે સમજાવી શકાતું નથી. આથી સંક્રિયાત્મક વ્યાખ્યાઓને જૂની વ્યાખ્યાઓ કહે છે. હાલમાં વપરાતી આધુનિક વ્યાખ્યાઓને સંકલ્પનીય (Conceptual) વ્યાખ્યાઓ કહે છે. તેમાં આર્હેનિયસ, બ્રૉન્સ્ટેડ-લોરી અને લૂઇસની ઍસિડ-બેઇઝ વ્યાખ્યાઓનો સમાવેશ થાય છે. આનો આપણે આગળ ઉપર અભ્યાસ કરીશું.

ઘન અવસ્થાના એકમમાં અભ્યાસ કર્યા પ્રમાણે ઘન NaClમાં Na^+ અને Cl^- આયન રહેલા છે. છતાં વિદ્યુતનું વહન થતું નથી, કારણ કે દરેક Na^+ આયન છ Cl^- આયન વડે અને દરેક Cl^- આયન છ Na^+ આયનથી ઘેરાયેલો છે. એટલે કે આયનો જકડાયેલાં રહેતાં હોવાથી વિદ્યુતનું વહન કરવા માટે મુક્ત મળતા નથી. પરંતુ તેનું જલીય દ્રાવણ અથવા પિગલિત અવસ્થામાંનો NaCl વિદ્યુતનું વહન કરે છે, કારણ કે આ બંને પરિસ્થિતિમાં આયનો એકબીજાથી દૂર થઈ વિદ્યુતવહન કરવા સબળ બને છે. જલીય દ્રાવણમાં વિદ્યુતવહન થવાનું કારણ પાણીનો ધ્રુવીય દ્રાવક તરીકેનો ગુણધર્મ છે. પાણીને  તરીકે દર્શાવી શકાય. આમ, ઑક્સિજન પર અંશતઃ ઋણભાર અને હાઇડ્રોજન પર અંશતઃ ધનભાર હોય છે. NaClમાંનો Na^+ પાણીમાંના ઋણભારીય ઑક્સિજન તરફ આકર્ષાય છે અને Cl^- પાણીમાંના ધનભારીય હાઇડ્રોજન તરફ આકર્ષાય છે.

તેથી Na^+ +  $\longrightarrow Na^+_{(aq)}$ બને છે, તથા

Cl^- +  $\longrightarrow Cl^-_{(aq)}$ બને છે, જે એકબીજાથી અલગ જવા પ્રયત્ન કરે છે, તેથી વિદ્યુતનું વહન થાય છે.



આકૃતિ 4.2 પાણીમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડનું વિલયન (જલીયકરણ)

Na^+ અને Cl^- આયનો ધ્રુવીય પાણીના અણુઓ સાથે તેમના જલીયકરણથી સ્થાયી થયાં છે.

હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ અને એસેટિક ઍસિડ ધ્રુવીય સહસંયોજક પદાર્થ છે. પાણીમાં ઓગાળતાં હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ (HCl)નું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થાય છે. જેમકે $HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3^+O_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ પરંતુ એસેટિક ઍસિડ (CH_3COOH)નું અપૂર્ણ આયનીકરણ થાય છે. જેમકે,

$$CH_3COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

પાણી સાથેની આ પ્રકારની પ્રક્રિયાને જલીયકરણ પ્રક્રિયા (Hydration) કહે છે. પાણી સિવાયના દ્રાવક માટે તેને 'સૉલ્વેશન' (Solvation) કહેવામાં આવે છે. આપણે બે પર્યાયો- (1) વિયોજન અને (2) આયનીકરણ વચ્ચેનો ભેદ સમજીએ.

વિયોજનમાં મૂળ પદાર્થમાં રહેલા ધનાયન અને ઋણાયન અલગ પડી વિયોજન દર્શાવે છે. જેમકે $Na^+Cl^-_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ પરંતુ આયનીકરણમાં મૂળ પદાર્થ જલીય દ્રાવણમાં આયન સ્વરૂપમાં ફેરવાય છે. જેમકે

$$CH_3COOH_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

જોકે અભ્યાસના આ તબક્કે આપણે આ બંને પર્યાયોને સમાન અર્થમાં જ સ્વીકારીશું. (નોંધ : ઉષ્મીય વિયોજન હોઈ શકે, જેમકે $NH_4Cl_{(s)} \xrightleftharpoons{\Delta} NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$ અને આયનો મળતાં નથી, માત્ર વિયોજન થાય છે. ઉષ્મીય આયનીકરણ જાણવા મળશે નહિ.

ઍસિડ અને બેઇઝ અંગેની આર્હેનિયસની સંકલ્પના : આર્હેનિયસની સંકલ્પના પ્રમાણે જે પદાર્થો પાણીમાં વિયોજન પામી હાઇડ્રોજન આયન (H^+) આપે તેને ઍસિડ અને જે પદાર્થ વિયોજન પામી હાઇડ્રૉક્સિલ આયન (OH^-) આપે, તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. દા.ત.,

(1) $HCl_{(g)} \xrightarrow{+H_2O} H^+ + Cl^-$ ઍસિડ

(2) $NaOH_{(s)} \xrightarrow{+H_2O} Na^+ + OH^-$ બેઇઝ

આ સંકલ્પનાની મર્યાદાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

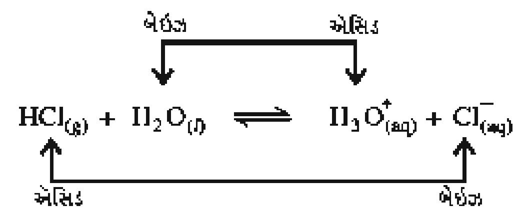
(i) H^+ (પ્રોટોન) ખૂબ જ અસ્થાયી છે.

(ii) તે સ્વતંત્ર અસ્તિત્વ ધરાવી શકતો નથી.

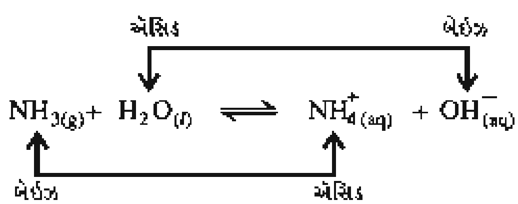
(iii) તે તરત જ દ્રાવક પાણીના અણુઓ સાથે સંયોજાય છે અને H_3O^+ આયન આપે છે. આ ઉપરાંત કેટલાક બેઇઝમાં OH^- હોતો જ નથી. છતાં પણ બેઇઝના ગુણધર્મો બતાવે છે. જેમકે NH_3. તે જ પ્રમાણે BF_3 જેવા સંયોજનો H^+ ધરાવતાં નથી. છતાં ઍસિડ તરીકે વર્તે છે.

(iv) આ સંકલ્પના માત્ર જલીય દ્રાવણને લાગુ પાડી શકાય છે. કારણ કે NH_4Cl જેવો ક્ષાર પ્રવાહી NH_3 જેવા દ્રાવકમાં ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. આયનીકરણને મહત્ત્વ આપવામાં આવ્યું હોવાથી આર્હેનિયસનો ઍસિડ-બેઇઝની સંકલ્પના સર્વવ્યાપી તરીકે સ્વીકારવામાં મુશ્કેલી જણાઈ. વિશેષમાં જાણવું જરૂરી છે કે H^+ ની આયનીય ત્રિજ્યા આશરે 10^{-15} મીટર છે અને તેથી તેનું કદ ઘણું જ નાનું છે. તેથી તે પાણીના અણુ સાથે સહેલાઈથી જોડાઈ H_3O^+ આયન બનાવે છે, જેને હાઇડ્રોનિયમ આયન કહે છે. એક અંદાજ એવો છે કે H^+ પાણીના ચાર અણુઓ સાથે સંયોજાયેલો હોય છે. એટલે કે $H^+ + 4H_2O \rightarrow H_9O_4^+$ આયન દર્શાવે છે.

ઍસિડ અને બેઇઝની બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પના : ડેનીશ રસાયણવિજ્ઞાની, બ્રૉન્સ્ટેડ (Bronsted) અને અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની લૉરી (Lowry)એ ઍસિડ અને બેઇઝની સંકલ્પનાઓ રજૂ કરી. તેમણે H^+ (પ્રોટોન)ને પાયો બનાવ્યો. તેમની સંકલ્પના પ્રમાણે જે પદાર્થ પ્રોટોન (H^+) આપે અથવા તેનું દાન કરે તેને ઍસિડ અને જે પદાર્થ પ્રોટોન (H^+) મેળવે અથવા સ્વીકાર કરે તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. આમ, ઍસિડ પ્રોટોનદાતા છે અને બેઇઝ પ્રોટોનગ્રાહી કે પ્રોટોનયાચક છે. આપણે હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડના પાણીમાંના વિયોજનની પ્રક્રિયા લઈએ.



તે જ પ્રમાણે,



ઉપરમાંથી પહેલી પ્રક્રિયા વિગતવાર સમજીએ.

$$\underset{\text{ઍસિડ-1}}{HCl} \rightleftharpoons \underset{\text{પ્રોટોન}}{H^+} + \underset{\text{સંયુગ્મ બેઇઝ-1}}{Cl^-}$$

HCl પ્રોટોન આપે છે, માટે ઍસિડ છે.

$$\underset{\text{બેઇઝ-2}}{H_2O} + \underset{\text{પ્રોટોન}}{H^+} \rightleftharpoons \underset{\text{સંયુગ્મ ઍસિડ-2}}{H_3O^+}$$

H_2O પ્રોટોન સ્વીકારે છે, માટે બેઇઝ છે.

કુલ પ્રક્રિયા

$$\underset{\text{ઍસિડ - 1}}{HCl} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{ઍસિડ - 2}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 1}}{Cl^-_{(aq)}}$$

ઉપરની પ્રક્રિયામાં પ્રોટોનની આપ-લે દર્શાવેલ નથી. આથી કહી શકાય કે પ્રોટોનની હેરફેર (Transfer) થાય છે. તે સ્વતંત્ર મળતો નથી. દરેક ઍસિડ પ્રોટોન ગુમાવે. એટલે તેનો સંયુગ્મી બેઇઝ બને અને દરેક બેઇઝ પ્રોટોન મેળવે એટલે સંયુગ્મી ઍસિડ બને છે. આથી આ સંકલ્પનાને પ્રોટોન હેરફેર અથવા સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ સંકલ્પના તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

આપણે અગાઉ આર્હેનિયસની સંકલ્પનાની મર્યાદામાં જોયું કે NH_3 માં OH^- નથી છતાં તે બેઇઝ તરીકે વર્તે છે. પણ તે બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પનાથી સમજાવી શકાય :

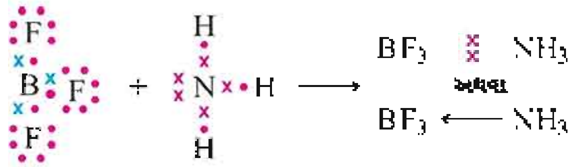
$$\underset{\text{બેઇઝ - 1}}{NH_3} + \underset{\text{ઍસિડ - 2}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{ઍસિડ - 1}}{NH^+_{4(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{OH^-_{(aq)}}$$

આ પ્રક્રિયામાં NH_3 બેઇઝ પ્રોટોન સ્વીકારી સંયુગ્મ ઍસિડ NH_4^+ બનાવે છે અને ઍસિડ H_2O પ્રોટોન ગુમાવી સંયુગ્મ બેઇઝ OH^- બનાવે છે.

આમ, બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પના આર્હેનિયસની સંકલ્પના કરતાં વધારે વ્યાપક અને સ્વીકાર્ય જણાઈ. તેમ છતાં તેની મર્યાદાઓ પણ જણાઈ. ખાસ કરીને કાર્બનિક રસાયણ તથા સંકીર્ણ ક્ષારની પ્રક્રિયાઓ સમજવામાં મુશ્કેલી પડી. BF_3માં પ્રોટોન નથી, છતાં તે ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. તેથી ત્રીજી સંકલ્પના અસ્તિત્વમાં આવી, જેને લૂઇસ ઍસિડ-બેઇઝ સંકલ્પના કહેવામાં આવે છે. બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સંકલ્પનામાં પ્રોટોનને મહત્ત્વ આપવામાં આવ્યું હતું.

ઍસિડ અને બેઇઝ અંગેની લૂઇસ (Lewis)ની સંકલ્પના : લૂઇસે આ સંકલ્પના રજૂ કરતાં 1923માં જણાવ્યું કે ઍસિડ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ સ્વીકારે અને બેઇઝ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મનું દાન કરે. આમ પ્રોટોન, આયનીકરણ, સંયુગ્મ ઍસિડ કે સંયુગ્મ બેઇઝ જેવા ખ્યાલોને બદલે બધી જ પ્રક્રિયાઓ અને પદાર્થો સાથે સંકળાયેલ ઇલેક્ટ્રોન અને તેની ગોઠવણીને પાયારૂપ ખ્યાલ

બનાવ્યો. અગાઉ જોયું તેમ NH_3 ને બેઇઝ અને BF_3ને એસિડ કહેવાય કે નહિ તેનું નિરાકરણ આ સંકલ્પનાથી મળી ગયું. નીચેની પ્રક્રિયાથી આ સ્પષ્ટ થશે :



એસિડ બેઇઝ ક્ષાર

આમ, BF_3 ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ સ્વીકારે છે, માટે એસિડ છે અને NH_3 ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મનું દાન કરે છે, માટે બેઇઝ છે. $AlCl_3$, Co^{3+}, Mg^{2+}, જેવા ઇલેક્ટ્રોનની ઊણપવાળા પદાર્થો કે આયનો એસિડ તરીકે વર્તશે અને H_2O, NH_3, OH^-, F^- જેવાં પદાર્થો કે આયનો બેઇઝ તરીકે વર્તશે. તેમને અનુક્રમે લૂઇસ એસિડ અને લૂઇસ બેઇઝ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

પ્રવૃત્તિ : ઉપરની સંકલ્પનાઓનો અભ્યાસ કરો : પછી નીચેના વિધાન માટે કારણ આપો. શિક્ષક સાથે ચર્ચા પણ કરો : "બધા જ બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ લૂઇસ એસિડ હોઈ શકે છે. પરંતુ બધા જ લૂઇસ એસિડ બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ હોતા નથી." આવા એસિડ અને બેઇઝની યાદી બનાવો.

4.15 એસિડ અને બેઇઝનું આયનીકરણ (Ionisation of Acid and Base)

આર્હેનિયસની એસિડ અને બેઇઝ અંગેની સંકલ્પના એસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણને સમજવામાં ઉપયોગી છે, કારણ કે મોટા ભાગે રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં જલીય માધ્યમમાં આયનીકરણ હોય છે. $HClO_4$, HCl, HNO_3, HBr, H_2SO_4, જેવા એસિડને પ્રબળ એસિડ કહીએ છીએ, કારણ કે જલીય દ્રાવણમાં તેમનું સંપૂર્ણ આયનીકરણ થયેલું હોય છે. તે જ પ્રમાણે $NaOH$, KOH, $Ba(OH)_2$ જેવા બેઇઝ પ્રબળ બેઇઝ છે, કારણ કે તેમનું પણ જલીય દ્રાવણમાં સંપૂર્ણ આયનીકરણ થયેલું હોય છે. આયનીકરણની માત્રા એસિડ અથવા બેઇઝની પ્રબળતા નક્કી કરે છે. લોરી-બ્રોન્સ્ટેડના મત પ્રમાણે પ્રોટોન દાન કરવા કે સ્વીકારવાની માત્રા પર તેમને પ્રબળ અથવા નિર્બળ એસિડ કે બેઇઝ તરીકે સ્વીકારવામાં આવે છે.

આપણે એક ઉદાહરણ લઈએ :

$$\underset{\text{એસિડ - 1}}{HA_{(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{એસિડ - 2}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 1}}{A^-_{(aq)}}$$

આમ, ઉપર્યુક્ત વિયોજનમાં સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે. અને સંતુલન ગતિશીલ હોય છે. એટલે કે પ્રોટોનની હેરફેર પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયામાં સતત થતી હોય છે. ઉપરની પ્રક્રિયા જો પુરોગામી દિશામાં થતી હોય, તો એસિડની પ્રબળતા વધુ થશે અને પ્રતિગામી દિશામાં થતી હોય, તો એસિડની પ્રબળતા ઓછી થશે. તેથી તેના અનુગામી સંયુગ્મ બેઇઝ અનુક્રમે નિર્બળ અને પ્રબળ થશે દા.ત., પ્રબળ એસિડ HCl, H_2SO_4, HNO_3 વગેરેના સંયુગ્મ બેઇઝ અનુક્રમે Cl^-, SO_4^{2-} અને NO_3^- નિર્બળ બેઇઝ બનશે. આ પ્રમાણે પ્રબળ બેઇઝ $NaOH$, KOH વગેરેના સંયુગ્મ એસિડ અનુક્રમે Na^+ અને K^+ નિર્બળ એસિડ બનશે. નિર્બળ એસિડ કે બેઇઝ સંપૂર્ણ આયનીકરણ ન પામે માટે સંતુલન પ્રાપ્ત થશે. ફિનોલ્ફથેલીન જેવો સૂચક એસિડની હાજરીમાં રંગવિહીન અને બેઇઝની હાજરીમાં ગુલાબી રંગ દર્શાવશે.

4.16 પાણીનો આયનીય ગુણાકાર (Ionic Product of Water)

પાણી ઉભયગુણધર્મી ઓક્સાઇડ છે. તેમાં એસિડ ઉમેરતાં તે પ્રોટોન સ્વીકારી બેઇઝ બને છે અને બેઇઝ ઉમેરતાં પ્રોટોન આપી એસિડ તરીકે વર્તે છે. પાણીના બે અણુ જ્યારે પ્રક્રિયા કરે છે, ત્યારે એક અણુ પ્રોટોન આપે છે અને બીજો અણુ પ્રોટોન સ્વીકારે છે અને સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ પ્રક્રિયા દર્શાવે છે.

$$\underset{\text{એસિડ - 1}}{H_2O_{(l)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{સંયુગ્મ એસિડ - 2}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{સંયુગ્મ બેઇઝ - 1}}{OH^-_{(aq)}}$$

ઉપરની સંતુલન-પ્રક્રિયાનો અચળાંક દર્શાવીએ, તો

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[OH^-]}{[H_2O]\,[H_2O]}$$

જ્યાં K_a એસિડનો વિયોજન અચળાંક છે.

પાણીની સાંદ્રતા (55.5M)માં ખાસ ફેર પડતો નથી, કારણ કે H_2O નિર્બળ એસિડ છે. (આશરે 10^{-7} M H_3O^+ આયન ધરાવે છે). આમ $[H_2O]$ને અચળ ગણીએ તો,

$$K_a \times [H_2O]^2 = H_3O^+\ [OH^-] = K_w$$

જ્યાં K_w પાણીનો આયનીય ગુણાકાર છે.

પાણી તટસ્થ છે અને તેમાં $[H_3O^+]$ તથા $[OH^-]$ $= 10^{-7}$M હોય છે. આથી $K_w = [H_3O^+]\ [OH^-] = (10^{-7})\ (10^{-7}) = 10^{-14}$, જે અચળ છે અને સંતુલન અચળાંક જે-તે તાપમાને અચળ રહેતો હોવાથી K_wનું મૂલ્ય પણ નિયત તાપમાને અચળ રહેશે. જેમકે 298 K તાપમાને તેનું મૂલ્ય 1×10^{-14} છે. વિયોજિત અને અવિયોજિત પાણીની સાંદ્રતાનો ગુણોત્તર શોધીએ, તો $10^{-7}/55.5 = 1.8 \times 10^{-9}$ થશે, તેથી સંતુલન ડાબી બાજુ રહેશે. એટલે કે પાણીમાં અવિયોજિત અણુની સંખ્યા અથવા સાંદ્રતા વધુ રહેશે.

ઉપરના અભ્યાસ પરથી ત્રણ પરિસ્થિતિઓ સંભવી શકે :

(i) $[H_3O^+] > [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા વધારે, માટે દ્રાવણ ઍસિડિક રહેશે.

(ii) $[H_3O^+] < [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં $[OH^-]$ ની સાંદ્રતા વધારે રહેશે, માટે દ્રાવણ બેઝિક રહેશે.

(iii) $[H_3O^+] = [OH^-]$ એટલે કે દ્રાવણમાં બંનેની $[H_3O^+]$ અને $[OH^-]$ સાંદ્રતા સરખી થવાથી દ્રાવણ તટસ્થ રહેશે.

4.17 pH માપક્રમ (pH Scale)

હાઇડ્રોજન આયનની $[H_3O^+]$ સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા મોલારિટીમાં દર્શાવીએ, તો 10^{-12} Mથી 10^{-2} M સુધીનાં મૂલ્યો હોઈ શકે. આ માપનને સાદા ગ્રાફપેપર પર દર્શાવવું મુશ્કેલ બને. તેથી વૈજ્ઞાનિક સોરેન્સને (Sorensen) એક માપક્રમ દર્શાવ્યો, જેને pH માપક્રમ કહે છે. તે પ્રમાણે pH, $= -\log_{10} [H_3O^+]$ ઉપર દર્શાવેલ 10^{-12} Mથી 10^{-2} Mનાં મૂલ્યોની આ સંબંધ પ્રમાણે ગણતરી કરતાં +12થી +2 માં ફેરવાઈ જાય. તેથી ગ્રાફ દોરવો સરળ બને. pH ની વ્યાખ્યા આ પ્રમાણે આપી શકાય, ''દ્રાવણનો pH, હાઇડ્રોજન આયન અથવા હાઇડ્રોનિયમ આયનની મોલર સાંદ્રતાના 10 પાયાવાળા ઋણ ઘાતાંકની બરાબર છે.'' ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર પ્રમાણે સાંદ્રતાને બદલે સક્રિયતા વધુ યોગ્ય શબ્દ છે, પરંતુ મંદ દ્રાવણોમાં સક્રિયતા અને સાંદ્રતા સરખી ગણી શકાય. હવે આગળ જોયું તેમ 10^{-7}M $[H_3O^+]$ અને $[OH^-]$ ધરાવતું દ્રાવણ તટસ્થ હોય છે, તેથી

$pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10}10^{-7}M = 7$ અને ઍસિડિક દ્રાવણ $[H_3O^+] > 10^{-7}M$ માટે $pH < 7$ તે જ પ્રમાણે બેઝિક દ્રાવણ $[H_3O^+] < 10^{-7}M$, માટે $pH > 7$. આથી લખી શકાય :

pH < 7 દ્રાવણ ઍસિડિક

pH > 7 દ્રાવણ બેઝિક

pH = 7 દ્રાવણ તટસ્થ

ઉપર જોયું તેમ

$K_w = [H_3O^+][OH^-]$

મૂલ્યો મૂકતાં $K_w = (10^{-7})\ (10^{-7}) = 10^{-14}$

અને $-\log K_w = -\log(10^{-14})$

$\therefore pK_w = 14$

$\therefore pH + pOH = pK_w = 14$

pH, pOH, pK_wનાં મૂલ્યો પર તાપમાનની અસર પડે છે. ઉપરની ચર્ચાને નીચેના કોષ્ટકમાં દર્શાવી શકાય :

સાંદ્રતા (M)	ઍસિડિક	તટસ્થ	બેઝિક
$[H_3O^+]$	10^{-7}થી વધારે	10^{-7}	10^{-7}થી ઓછી
$[OH^-]$	10^{-7}થી ઓછી	10^{-7}	10^{-7}થી વધારે
pH	7 થી ઓછી	7	7થી વધારે
pOH	7 થી વધારે	7	7થી ઓછી

દ્રાવણ ઍસિડિક કે બેઝિક છે તે પારખવા માટે pH પેપર, લિટમસપેપર અથવા યુનિવર્સલ સૂચકનો ઉપયોગ કરી શકીએ છીએ, પરંતુ pH મીટર સાધન વડે pHનું ચોક્કસ મૂલ્ય મેળવી શકીએ છીએ.

દાખલો 11 : એક પીણામાં હાઇડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા 4×10^{-3} Mની જણાઈ છે, તો તેનો pH કેટલો હશે ? pOHનું મૂલ્ય પણ શોધો.

ઉકેલ :

$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10} (4 \times 10^{-3})$

$= -(0.6021 - 3.0)$

$= +\ 2.3979 \approx 2.4$

$pK_w = pH + pOH$

$\therefore 14 = 2.4 + pOH$

$\therefore pOH = 11.6$

દાખલો 12 : 0.03M NaOH ધરાવતા દ્રાવણનો pH અને pOH ગણો.

ઉકેલ :

NaOH બેઇઝ છે, માટે $[OH^-] = 0.03M$ થશે.

હવે $pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$= -\log_{10} (0.03)$

$= -(-2.000 + 0.4771)$

$= +\ 1.5229 \approx 1.52$

$pK_w = pH + pOH$

$\therefore$ 14 = pH + 1.52

$\therefore$ pH = 12.48

દાખલો 13 : 0.1મિલિ 0.001M HClના દ્રાવણમાં પાણી ઉમેરી 10 લિટર કરવામાં આવ્યું. મંદદ્રાવણનો pH ગણો.

ઉકેલ : $N_1V_1 = N_2V_2$

પ્રમાણે ગણતાં $0.1 \times 0.001 = 10000 \times x$

$$\therefore x = \frac{0.1 \times 0.001}{10000}$$

$\therefore x = 10^{-8}M = [H_3O^+]$

હવે $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(10^{-8})$

$\therefore$ pH = 8

દ્રાવણનો pH = 8 હોય, તો દ્રાવણ બેઝિક હોવું જોઈએ, પરંતુ આપણે HCl ઍસિડના દ્રાવણનું મંદન કર્યું છે, તેથી ખોટું ઠરે છે. સિદ્ધાંત એમ કહે છે કે HClની સાંદ્રતા ઘટી 10^{-8}M, ત્યારે પાણીમાંના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા 10^{-7} M છે, માટે તેને અવગણી શકાય નહિ. તેને ગણતરીમાં લેવી પડે.

આથી, દ્રાવણમાં $[H_3O^+]$ = HClની સાંદ્રતા + પાણીમાંના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા

$= 10^{-8} + 10^{-7} = 1.1 \times 10^{-7}$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.1 \times 10^{-7}) = 6.98$

આ મૂલ્ય સ્વીકાર્ય છે, કારણ કે pH 7 કરતાં ઓછી છે અને દ્રાવણ ઍસિડિક છે.

આમ, ઘણી ઓછી સાંદ્રતા ધરાવતા ઍસિડનાં દ્રાવણોમાં પાણીના $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા 10^{-7}M અવગણી શકાય નહિ. તેને ગણતરીમાં લેવી પડે અને તો જ સાચો pH મળે.

4.18 નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક (Ionisation Constant of Weak Acid and Weak base)

4.18.1 નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંક (K_a) [Ionisation constant of weak acid (K_a)] :

નિર્બળ એકક્બેઝિક ઍસિડ HAનું જલીય દ્રાવણમાં અંશતઃ આયનીકરણ થવાથી નીચે પ્રમાણે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે :

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

ધારો કે ઍસિડ (HA)ની પ્રારંભિક સાંદ્રતા C મોલ લિટર$^{-1}$ હોય અને તેનો આયનીકરણ-અંશ (Degree of ionisation) α હોય, તો નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

પ્રક્રિયા :

	$HA_{(aq)}$	$+H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)}$	$+ A^-_{(aq)}$
પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)	C	—	0	0
આયનીકરણ-અંશ (α)	1−α	—	α	α
સંતુલને સાંદ્રતા (M)	(1−α)C	—	αC	αC

$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

$$= \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C[H_2O]} \quad (4.21)$$

પરંતુ $[H_2O]$ અચળ સ્વીકારવામાં આવે છે અને તેથી

$$K_c[H_2O] = \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C}$$

$$= \frac{\alpha^2 C}{(1-\alpha)} = K_a \quad (4.22)$$

જ્યાં K_a ઍસિડ (HA)નો આયનીકરણ અચળાંક અથવા વિયોજન અચળાંક છે. (હાલના તબક્કે આ બંને પર્યાયો સરખા ગણીશું). આથી કોઈ પણ એકક્બેઝિક નિર્બળ ઍસિડ માટે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

સંતુલન અચળાંક

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad (4.23)$$

K_aનો એકમ મોલ લિટર$^{-1}$ થશે.

K_aનાં મૂલ્યો $[H_3O^+]$ પર આધાર રાખતાં હોઈ ઓછા નિર્બળ કે વધુ નિર્બળ ઍસિડની જુદી-જુદી $[H_3O^+]$ને લીધે K_aનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં હશે. K_aનું મૂલ્ય જેટલું ઓછું તેટલો વધુ નિર્બળ ઍસિડ અને K_aનું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો ઓછો નિર્બળ ઍસિડ. કોઈ પણ નિશ્ચિત તાપમાને K_aનું મૂલ્ય નિશ્ચિત થશે. કેટલાક નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંકનાં મૂલ્યો કોષ્ટક 4.3માં દર્શાવ્યાં છે.

કોષ્ટક 4.3
કેટલાક નિર્બળ ઍસિડના આયનીકરણ-અચળાંક (K_a) 298 K તાપમાને

ઍસિડ	K_a
હાઇડ્રોફ્લોરિક ઍસિડ (HF)	3.5×10^{-4}
નાઇટ્રસ ઍસિડ (HNO_2)	4.5×10^{-4}
ફોર્મિક ઍસિડ (HCOOH)	1.8×10^{-4}
એસિટિક ઍસિડ (CH_3COOH)	1.74×10^{-5}
બેન્ઝોઇક ઍસિડ (C_6H_5COOH)	6.5×10^{-5}
હાઇપોક્લોરસ ઍસિડ (HClO)	3.0×10^{-8}
હાઇડ્રોસાયનિક ઍસિડ (HCN)	4.9×10^{-10}
ફિનોલ (C_6H_5OH)	1.3×10^{-10}

અગાઉ જોયેલા સંબંધો

$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$pOH = -\log_{10}[OH^-]$ પ્રમાણે

$pK_a = -\log_{10}[K_a]$ અને

$p_{A^-} = -\log_{10}[A^-]$ લખી શકાય.

જ્યાં $[A^-]$ ઋણાયનની સાંદ્રતા છે.

ઉપરના સંબંધો પરથી ફલિત થાય છે કે પ્રારંભિક $[H_3O^+]$ અને K_aનાં મૂલ્યો જાણતાં હોઈએ, તો સંતુલને $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા શોધી શકાય. તેના પરથી નિર્બળ ઍસિડનો તે સાંદ્રતાએ pH ગણી શકાય.

ધારો કે નિર્બળ ઍસિડ (HA) તરીકે 0.1M CH_3COOH લઈએ અને તેનો આયનીકરણ અચળાંક K_a 298 K તાપમાને 1.74×10^{-5} લઈએ, તો દ્રાવણમાં સંતુલન સમયે રહેલા $[H_3O^+]$, $[CH_3COOH]$, pH, pOH, pK_w વગેરે ગણી શકીએ.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

$$K_c = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH][H_2O]} \text{ અને}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

નિર્બળ CH_3COOHનો આયનીકરણ અંશ α લઈએ તો,

$$K_a = \frac{(0.1 \times \alpha)(0.1 \times \alpha)}{0.1(1-\alpha)}$$

$$K_a = \frac{(0.1)^2 \alpha^2}{(1-\alpha)(0.1)}$$

$$K_a = \frac{(0.1)\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

K_aનું મૂલ્ય 1.74×10^{-5} આપેલ છે, માટે

$$\frac{(0.1)\alpha^2}{(1-\alpha)} = 1.74 \times 10^{-5} \text{ થશે.}$$

αનું મૂલ્ય $(1-\alpha)$ની સરખામણીમાં અવગણી શકાય તેટલું નાનું (0.02 થી 0.03) હોવાથી $(1-\alpha) \approx 1$ લખી શકાય.

$\therefore 0.1 \times \alpha^2 = 1.74 \times 10^{-5}$

$\therefore \alpha^2 = \frac{1.74 \times 10^{-5}}{0.1} = 1.74 \times 10^{-4}$

$\therefore \alpha = \sqrt{1.74 \times 10^{-4}} = 1.32 \times 10^{-2}$

હવે $[H_3O^+] = \alpha C = 1.32 \times 10^{-2} \times 0.1$

$= 1.32 \times 10^{-3} M$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.32 \times 10^{-3}) = 2.88$

તે જ પ્રમાણે $CH_3COO^- = 2.88$

અવિયોજિત CH_3COOH નું પ્રમાણ $(1-\alpha) \times 0.1$ પ્રમાણે $(1-(1.32 \times 10^{-2}) \times 0.1)$

$= (1 - 0.0132) \times 0.1$

$= 0.09868$ M

જો કે ઍસિડનું દ્રાવણ છે, છતાં તેમાં OH^-ની સાંદ્રતા જાણવી હોય તોપણ જાણી શકાય.

$pH + pOH = pK_w$

$2.88 + pOH = 14$

$\therefore pOH = 11.12$

$\therefore -\log_{10}[OH^-] = 11.12$

$\therefore \log_{10}[OH^-] = -11.12 = -12.00 + 0.88$

$\therefore [OH^-] = \text{antilog } -12.00 + 0.88$

$= 7.586 \times 10^{-12}$ M

પ્રવૃત્તિ દાખલો : 0.1M એકકબેઝિક નિર્બળ ઍસિડનો (HA) નો pH 4.40 છે. તેના દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[H_3O^+]$, $[A^-]$, [HA], K_a, pK_aનાં મૂલ્યો ગણો.

ઉકેલ : ઉપર દર્શાવેલી રીત પ્રમાણે પ્રયત્ન કરી નક્કી કરો કે નીચેનાં પરિણામો મળે છે :

$[H_3O^+] = [A^-] = 4.0 \times 10^{-5}M$

$[HA] = 0.1M$

$K_a = 1.6 \times 10^{-8}$, $pK_a = 7.80$

4.18.2 નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક (K_b) [Ionisation Constant of Weak Base (K_b)] : એક ઍસિડિક બેઇઝ MOHનું જલીય દ્રાવણમાં નીચે પ્રમાણે આયનીકરણ થશે.

$$MOH_{(aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} M^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

બેઇઝ નિર્બળ હોઈ અંશતઃ અથવા અપૂર્ણ આયનીકરણ થશે, માટે સંતુલન પ્રાપ્ત થશે. તેને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_e = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH][H_2O]} \quad (4.24) \text{ અને}$$

$$K_e \times [H_2O] = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]} = K_b \quad (4.25)$$

જ્યાં K_b એક ઍસિડિક નિર્બળ બેઇઝનો આયનીકરણ અથવા વિયોજન અચળાંક છે. જો નિર્બળ બેઇઝની પ્રારંભિક સાંદ્રતા જાણતા હોઈએ અને આયનીકરણ અંશ જાણતા હોઈએ, તો K_bનું મૂલ્ય અગાઉ શીખ્યા તે પ્રમાણે ગણી શકાય. $[M^+] = [OH^-]$ થશે. નીચેના ઉદાહરણ દ્વારા શીખીએ.

દાખલો 14 : 0.1M NH_4OHના દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[NH_4^+]$, $[OH^-]$, pOH, pH ગણો. NH_4OHનો આયનીકરણ અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

ઉકેલ : NH_4OH નિર્બળ બેઇઝ છે, માટે અગાઉ પ્રમાણે લખી શકાય.

પ્રક્રિયા :

$$NH_4OH_{(aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)	0.1	0	0
આયનીકરણ-અંશ	$(1-\alpha)$	α	α
સંતુલને સાંદ્રતા (M)	$(1-\alpha)C$	αC	αC

પરંતુ C = 0.1 હોઈ

સંતુલને સાંદ્રતા(M) $(1-\alpha)\times 0.1$ $\alpha\times 0.1$ $\alpha\times 0.1$

$$K_b = \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

પરંતુ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ આપેલ છે અને αનું મૂલ્ય $(1-\alpha)$ની સરખામણીમાં ઘણું નાનું હોવાથી અવગણી શકાય અને તેથી $(1-\alpha) = 1$ લઈ શકાય.

$K_b = \alpha^2 C$

$\therefore 1.8 \times 10^{-5} = \alpha^2 C = \alpha^2 \times 0.1$

$$\therefore \alpha^2 = \frac{1.8\times10^{-5}}{0.1} = 1.8\times10^{-4}$$

$\therefore \alpha = \sqrt{1.8 \times 10^{-4}}$

$= 1.34 \times 10^{-2}$

$[NH_4^+] = [OH^-]$

$\alpha C = 1.34 \times 10^{-2} \times 0.1$

$= 1.34 \times 10^{-3}M$

$pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$= -\log_{10}(1.34 \times 10^{-3}) \approx 2.87$

$pH + pOH = 14$

$\therefore pH = 14 - pOH$

$= 14 - 2.87 = 11.13$

કોષ્ટક 4.4માં કેટલાક નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંકનાં મૂલ્યો 298 K તાપમાને આપેલાં છે.

કોષ્ટક 4.4 કેટલાક નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક

બેઇઝ	આયનીકરણ-અચળાંક K_b (298 K)
એમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ (NH_4OH)	1.77×10^{-5}
મિથાઇલ અમાઇન (CH_3NH_2)	4.4×10^{-5}
ડાયમિથાઇલ અમાઇન ($(CH_3)_2NH$)	5.4×10^{-5}
ટ્રાયમિથાઇલ અમાઇન ($(CH_3)_3N$)	6.45×10^{-5}
એનિલિન $C_6H_5NH_2$	4.27×10^{-10}
યુરિયા NH_2CONH_2	1.3×10^{-14}

પ્રવૃત્તિ : નીચેનો દાખલો અગાઉ દર્શાવેલ રીત પ્રમાણે ગણો અને આપેલા જવાબ સાથે સરખાવો.

દાખલો 15 : ડાયમિથાઇલ અમાઇન $[(CH_3)_2NH]$નો આયનીકરણ-અચળાંક 5.4×10^{-5} છે. ડાયમિથાઇલ અમાઇનની પ્રારંભિક સાંદ્રતા 0.02 M હોય, તો દ્રાવણમાં સંતુલને રહેલા $[OH^-]$, $[H_3O^+]$, pH, અને pOH ગણો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા : $(CH_3)_2NH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons (CH_3)_2NH^+_{2(aq)} + OH^-_{(aq)}$

ગણતરી કરતાં નીચેનાં મૂલ્યો મળશે. તેમને સરખાવો.

$[OH^-] = [(CH_3)_2NH_2^+] = 3.28 \times 10^{-4} M$

$[H_3O^+] = 3.0 \times 10^{-9} M$

pOH = 3.48, pH = 10.52

K_a અને K_b વચ્ચેનો સંબંધ : અગાઉ જોયું તેમ K_a અને K_bનાં મૂલ્યો અનુક્રમે ઍસિડ અને બેઇઝની પ્રબળતા દર્શાવે છે. સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝના સંદર્ભમાં દરેક ઍસિડનો સંયુગ્મ બેઇઝ અને દરેક બેઇઝનો સંયુગ્મ ઍસિડ હોય છે. જેમકે,

$$\underset{\text{ઍસિડ-1}}{NH^+_{4(aq)}} + \underset{\text{બેઇઝ - 2}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{સંયુગ્મ બેઇઝ - 1}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{સંયુગ્મ ઍસિડ-2}}{H_3O^+_{(aq)}}$$

માટે,

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} \qquad (4.25)$$

નું મૂલ્ય 5.6×10^{-10} જણાયું છે.

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \qquad (4.26)$$

આ K_bનું મૂલ્ય 1.8×10^{-5} જણાયું છે. ઉપરની બંને પ્રક્રિયાઓનો સરવાળો કરતાં

$$NH^+_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NH_{3(aq)}$$

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH^+_{4(aq)}$$

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

અને $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ (4.27)

K_w પાણીનો આયનીય-ગુણાકાર છે. K_a NH_4^+ ઍસિડનો આયનીકરણ-અચળાંક છે અને K_b બેઇઝ NH_3નો આયનીકરણ અચળાંક છે.

$\therefore K_a \times K_b$

$$\left[\frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}\right] \times \left[\frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}\right] \qquad (4.28)$$

$$= [H_3O^+][OH^-] = K_w \qquad (4.29)$$

$\therefore K_a \times K_b = 5.6 \times 10^{-10} \times 1.8 \times 10^{-5}$

$= 1.008 \times 10^{-14} \approx 1.0 \times 10^{-14} = K_w$.

આથી એમ તારવી શકાય કે કુલ (Net) પ્રક્રિયાનો અચળાંક તેમાં સમાયેલી બે કે વધારે પ્રક્રિયામાંની દરેકના સંતુલન અચળાંકનો ગુણાકાર છે.

$\therefore K_{\text{કુલ(Net)}} = K_1 \times K_2 \ldots\ldots$ (4.30)

જો સંયુગ્મ ઍસિડ કે બેઇઝનો આયનીકરણ અચળાંક જાણતા હોઈએ, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝ કે ઍસિડના આયનીકરણ અચળાંક, K_wની મદદથી જાણી શકાય. જેમ કે CH_3COOHનો $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ છે, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝ CH_3COO^- નો વિયોજન-અચળાંક

$$K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-4}} = 5.75 \times 10^{-10} \text{ થશે.}$$

અથવા $pK_a + pK_b = 14$ (4.31)

$\therefore pK_b = 14 - pK_a$ અથવા

$-\log K_b = 14 + \log K_a$ (4.32)

અને $-\log K_b$ મૂલ્ય પરથી K_bનું મૂલ્ય ગણી શકાય.

દાખલો 16 : ફૉર્મિક ઍસિડ (HCOOH)નો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-4} છે. તો સંયુગ્મ બેઇઝ ફૉર્મેટ આયન $(HCOO^-)$નો વિયોજન અચળાંક કેટલો હશે ?

ઉકેલ :

$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ અને $K_w = 1.0 \times 10^{-4}$

$K_a \times K_b = K_w$

$$\therefore K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-4}} = 5.5 \times 10^{-9}$$

ડાયબેઝિક અથવા પોલિબેઝિક (દ્વિપ્રોટિક અથવા બહુપ્રોટિક) ઍસિડના વિયોજન-અચળાંક : સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ, ઓક્ઝેલિક ઍસિડ વગેરે દ્વિબેઝિક અને ફૉસ્ફોરિક ઍસિડ તથા સાઇટ્રિક ઍસિડ વગેરે ત્રિબેઝિક ઍસિડ છે. તેમના આયનીકરણ અચળાંકો અનુક્રમે બે- K_{a_1} અને K_{a_2} તથા ત્રણ K_{a_1}, K_{a_2} અને K_{a_3} છે. ધારો કે નિર્બળ દ્વિબેઝિક ઍસિડને H_2A તરીકે દર્શાવીએ, તો તેનું આયનીકરણ નીચે પ્રમાણેના બે તબક્કામાં થશે અને તેને અનુરૂપ K_{a_1} અને K_{a_2} મળશે. ત્રિબેઝિકનું આયનીકરણ ત્રણ તબક્કામાં થશે. અને તેને અનુરૂપ K_{a_1}, K_{a_2} અને K_{a_3} મળશે.

(1) $H_2A_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HA^-_{(aq)}$

$$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+][HA^-]}{[H_2A]} \quad (4.33)$$

(2) $HA^- + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^{2-}_{(aq)}$

$$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA^-]} \quad (4.34)$$

4.18.3 ઍસિડની પ્રબળતાને અસર કરતાં પરિબળો (Factors Affecting Strength of Acid) : ઍસિડના વિયોજન અચળાંક, pH મૂલ્યો વગેરેના અભ્યાસ પરથી જાણવા મળ્યું કે તેમનાં મૂલ્યો જુદાં-જુદાં આવે છે. આનું કારણ મળતી $[H_3O^+]$ વધારે કે ઓછી આવે છે. આમ, થવાનું કારણ શું હોઈ શકે ? જો ઍસિડ પ્રબળ હોય, તો વધુ $[H_3O^+]$ આપે અને તેથી K_aનું મૂલ્ય ઊંચું જાય તથા pHનું મૂલ્ય નીચું જાય. ઍસિડનું વિયોજન તે ઍસિડની પ્રબળતા અને H–A બંધની ધ્રુવીયતા પર આધાર રાખશે. જેમ જેમ H–A બંધની પ્રબળતા ઘટતી જશે તેમ તેમ તે બંધને તોડવા માટેની ઊર્જા ઘટતી જશે. અને HA વધુ પ્રબળ બનશે. જ્યારે H–A બંધ વધુ ધ્રુવીય બનશે, ત્યારે H અને A વચ્ચેની વિદ્યુતઋણતાનો તફાવત વધશે, તેથી તેમાં દેખીતી રીતે આયનીકરણ થશે. બંધનું માળખું તોડવું સહેલું બનશે, તેથી ઍસિડિકતા વધતી જશે.

આવર્તકોષ્ટકના એક જ સમૂહનાં તત્ત્વોને સરખાવતાં H–A બંધ પ્રબળતા, ધ્રુવીય સ્વભાવ કરતાં અગત્યનું પરિબળ ગણાશે. જેમ સમૂહમાં નીચે જઈએ તેમ Aનું કદ વધશે, તો H–A બંધ પ્રબળતા ઘટશે અને ઍસિડ પ્રબળતા વધશે.

કદમાં વધારો થાય છે. →

HF << HCl << HBr << HI

ઍસિડ પ્રબળતા વધે છે. →

આથી જ H_2O કરતાં H_2S ઍસિડ વધારે પ્રબળ છે. પરંતુ જો આવર્તકોષ્ટકના એક જ આવર્તમાંના તત્ત્વોની ચર્ચા કરીએ તો H–A બંધ ધ્રુવીયતા ઍસિડની પ્રબળતા નક્કી કરશે. Aની વિદ્યુતઋણતા જેમ વધશે તેમ ઍસિડની પ્રબળતા વધશે. જેમ કે,

વિદ્યુતઋણતા વધે છે. →

$CH_4 << NH_3 << H_2O << HF$

ઍસિડ પ્રબળતા વધે છે. →

4.18.4 નિર્બળ ઍસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક પર સમાન આયનની અસર (Effect of common ion on ionisation constant of weak acid and base) : આપણે નિર્બળ ઍસિડ એસિટિક ઍસિડ (CH_3COOH)નું ઉદાહરણ લઈએ.

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

અથવા

$$HA + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

જ્યાં CH_3COOH માટે HAc અને CH_3COO^- આયન માટે Ac^- ટૂંકાં રૂપો મૂક્યાં છે.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]} \quad (4.35)$$

ધારો કે આ સંતુલનમાં રહેલા દ્રાવણમાં સમાન આયન ધરાવતો CH_3COONa અથવા ઍસિડ HCl ઉમેરીએ તો શું થાય ? અગાઉ રાસાયણિક સંતુલનમાં શીખ્યા તેમ HCl ઉમેરવાથી $[H_3O^+]$ વધશે અને CH_3COONa ઉમેરતાં $[Ac^-]$ વધશે તેથી લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે સંતુલન આ ફેરફારને નહિવત્ બનાવી સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય જાળવી રાખશે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે સંતુલન ડાબી બાજુ તરફ ધકેલાય અને તેથી HAcની સાંદ્રતા વધશે એટલે કે અવિયોજિત ઍસિડનું પ્રમાણ વધશે. અને તેથી $[H_3O^+]$માં ઘટાડો થશે એટલે pHમાં વધારો થશે. HCl ઉમેરવાથી મળતા $[H_3O^+]$ની સાંદ્રતા વધવાથી આવું જ પરિણામ આવશે. આ અસર નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન પર સમાન આયનની અસર કહેવાય છે.

આ જ પ્રમાણે નિર્બળ બેઇઝ NH_3ના આયનીકરણની બાબતમાં પણ NH_4Cl જેવો ક્ષાર ઉમેરી $[NH_4^+]$ વધારીએ તો લ શેટેલિયરના નિયમ પ્રમાણે $[NH_4^+]$ વધશે, તેથી સંતુલન ડાબી બાજુ ખસશે અને તેથી અવિયોજિત NH_3વધશે એટલે કે $[OH^-]$ ઘટશે. પરિણામે pH ઘટશે. આ બંને અસરો આપણે નીચેના દાખલા પરથી સાબિત કરીએ :

દાખલો 17 : ધારો કે 0.1M CH_3COOH એસિડના દ્રાવણમાં 0.1M CH_3COONa ઉમેરવામાં આવે, તો તેના pHમાં શું ફેર પડશે ? CH_3COOH માટે $pK_a = 4.74$

ઉકેલ : પ્રથમ સમાન આયન (CH_3COO^-)ની ગેરહાજરીમાં નિર્બળ એસિડ માટે

$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$

$pK_a = 4.74$

$\therefore -\log K_a = 4.74$

$\therefore \log K_a = -4.74 = \bar{5} + 0.26$

$K_a = \text{Antilog}\ (\bar{5} + 0.26)$

$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

$\therefore [H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_0}$

$= \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 10^{-1}}$

$= \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3416 \times 10^{-3}$

$\therefore pH = -\log_{10}[H_3O^+]$

$= -\log_{10}(1.3416 \times 10^{-3}) = 2.87$

હવે 0.1M CH_3COONa ઉમેરવામાં આવે, તો

$$K_a = \frac{[H_3O^+][Ac^-]}{[HAc]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][0.1]}{[0.1]} \qquad (4.36)$$

Ac^- = CH_3COONaમાંથી મળતો Ac^- અને HAcના વિયોજનથી મળતો Ac^- આયન થાય, પરંતુ HAcના વિયોજનથી મળતા Ac^-ની સાંદ્રતા 0.1M CH_3COONa માંથી મળતા Ac^- (0.1M) સરખામણીમાં અવગણી શકાય, તેથી $Ac^- = 0.1M$ લઈ શકાય.

$\therefore [H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-5}$

$\therefore -\log_{10}[H_3O^+] = pH$

$= -\log_{10}(1.8 \times 10^{-5}) = 4.81$

આથી સાબિત થાય છે કે સમાન આયનની અસરને લીધે એસિડનું વિયોજન ઘટે છે. એટલે કે $[H_3O^+]$ ઘટે છે, માટે pH વધે છે.

દાખલો 18 : 1M નિર્બળ બેઇઝ NH_4OHમાં 0.1M NH_4Cl ઉમેરવામાં આવે, તો દ્રાવણના pHમાં શું ફેર પડશે ? NH_4OHનો $K_b = 1.77 \times 10^{-5}$

ઉકેલ : ઉપર પ્રમાણે અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ-અચળાંક નક્કી કરવાની રીત પરથી ગણતરી કરો. પરિણામો મેળવી નીચેનાં મૂલ્યો સાથે સરખાવો.

NH_4Clની ગેરહાજરીમાં 0.1M NH_4OHનો pH = 11.13, 0.1M NH_4Clની હાજરીમાં 0.1M NH_4OHનો pH = 9.25. આમ, આ ઉદાહરણ દર્શાવે છે કે નિર્બળ બેઇઝના દ્રાવણનો pH સમાન આયનની અસરને લીધે ઘટે છે.

4.19 ક્ષારનું જળવિભાજન અને તેમના દ્રાવણનો pH (Hydrolysis of Salts and pH of their Solutions)

એસિડ અને બેઇઝ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં સંયોજાવાથી ક્ષાર મળે છે. આ ક્ષારને પાણીમાં ઓગાળતાં આયનીકરણ પામે છે. એસિડ અને બેઇઝ પ્રબળ અથવા નિર્બળ હોય, તો નીચે પ્રમાણેના ક્ષાર મળે છે :

એસિડ	બેઇઝ	ક્ષાર	ગુણધર્મ	ઉદાહરણ
(1) પ્રબળ	પ્રબળ	તટસ્થ	તટસ્થ	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
(2) પ્રબળ	નિર્બળ	એસિડિક	એસિડિક	$HCl + NH_4OH \rightleftharpoons NH_4Cl + H_2O$
(3) નિર્બળ	પ્રબળ	બેઝિક	બેઝિક	$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$
(4) નિર્બળ	નિર્બળ	તટસ્થ અથવા એસિડિક અથવા બેઝિક	તટસ્થ અથવા એસિડિક અથવા બેઝિક	$CH_3COOH + NH_4OH \rightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$ $HCOOH + NH_4OH \rightleftharpoons HCOONH_4 + H_2O$ $C_6H_5COOH + NH_4OH \rightleftharpoons C_6H_5COONH_4 + H_2O$

પ્રબળ બેઇઝ અને પ્રબળ એસિડમાંથી બનેલા ક્ષાર તટસ્થ હોય છે. માટે તેમના pH 7.0 હોય છે. દા.ત. NaCl પરંતુ પ્રબળ એસિડ અને નિર્બળ બેઇઝમાંથી બનેલો ક્ષાર એસિડિક હોઈ તેમના જલીય દ્રાવણોનો pH, 7 કરતાં ઓછો હોય છે. દા.ત. NH_4Cl. એ જ પ્રમાણે નિર્બળ એસિડ અને પ્રબળ બેઇઝમાંથી બનેલો ક્ષાર બેઝિક હોય છે અને તેમનાં જલીય દ્રાવણોના pH 7 કરતાં વધારે હોય છે. દા.ત CH_3COONa. આમ થવાનું કારણ ક્ષાર પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરી જળવિભાજનની પ્રક્રિયા કરે છે.

જળવિભાજન-પ્રક્રિયા પણ સંતુલન-પ્રક્રિયા છે, તેથી તેને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક ગણી શકાય જેને જળવિભાજન અચળાંક (K_h) કહે છે. આપણે નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત. CH_3COONa)ના ઉદાહરણથી તે નક્કી કરીએ.

(1) નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ બેઇઝના ક્ષાર CH_3COONa માટે,

$$CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NaOH]}{[CH_3COONa]} \quad (4.37)$$

(2) પ્રબળ ઍસિડ નિર્બળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત., NH_4Cl) માટે,

$$NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[NH_4OH][HCl]}{[NH_4Cl]} \quad (4.38)$$

(3) નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના ક્ષાર (દા.ત., CH_3COONH_4) માટે,

$$CH_3COONH_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NH_4OH]}{[CH_3COONH_4]} \quad (4.39)$$

અગાઉ K_a, K_bનો અભ્યાસ કર્યો છે. તેથી K_hનાં નીચે જણાવેલાં સૂત્રો ઉપજાવી શકાય :

ક્ષાર	જળવિભાજન અચળાંક (K_h)	દ્રાવણનો pH
પ્રબળ ઍસિડ-નિર્બળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_b = \frac{[H_3O^+]^2}{C_O}$	< 7
નિર્બળ ઍસિડ-પ્રબળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_a = \frac{[OH^-]}{C_O}$	> 7
નિર્બળ ઍસિડ-નિર્બળ બેઇઝ	$K_h = K_w/K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{C_O}$	= 7

જ્યાં C_O ક્ષારની મૂળ સાંદ્રતા છે.

આમ ક્ષારના પ્રકાર પરથી તેના જલીય દ્રાવણનો pH ગણી શકાય.

દાખલો 19 : 0.1M સોડિયમ ઍસિટેટ (CH_3COONa)ના જલીય દ્રાવણનો pH ગણો. CH_3COOHનો $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ છે. $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$ છે.

ઉકેલ :

$$CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + NaOH_{(aq)}$$

અથવા

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10}$$

પરંતુ $K_h = \frac{[OH^-]^2}{C_O}$

$$\therefore 5.5 \times 10^{-10} = \frac{[OH^-]^2}{0.1}$$

$$\therefore [OH^-]^2 = 5.5 \times 10^{-10} \times 0.1 = 5.5 \times 10^{-11}$$

$$\therefore [OH^-] = \sqrt{5.5 \times 10^{-11}} = 7.4 \times 10^{-6}$$

હવે $pOH = -\log_{10}[OH^-] = -\log_{10}(7.4 \times 10^{-6}) = 5.13$

$pH = 14 - pOH$

$\therefore pH = 14 - 5.13 = 8.87$

4.20 બફર દ્રાવણો (Buffer Solutions)

આપણા શરીરમાં રહેલા લોહી તથા પેશાબ જેવા દ્રવ્ય (fluid)ના pH લગભગ નિશ્ચિત હોય છે. જો આ pHમાં ફેરફાર થાય, તો શરીરમાંની જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને અસર પહોંચે છે. આપણા શરીરની રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં pH નિશ્ચિત હોય છે. જેમકે માણસની લાળનો pH 6.4 હોય છે. આ ઉપરાંત હોજરીમાં હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ રહેલાં હોય છે, જે પાચનક્રિયામાં મદદ કરે છે. સૌંદર્ય પ્રસાધનોમાં પણ pH

નિશ્ચિત રાખવામાં આવે છે. આથી પ્રશ્ન થાય છે કે કોઈ દ્રાવણમાં pH નિશ્ચિત કઈ રીતે રાખી શકાય ? આવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે. તેની વ્યાખ્યા નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

"જે દ્રાવણોમાં અલ્પ પ્રમાણમાં ઍસિડ કે બેઇઝ ઉમેરવામાં આવે અથવા તે દ્રાવણોનું પાણી વડે મંદન કરવામાં આવે તોપણ તેઓ તેમના pHમાં થતા ફેરફારનો પ્રતિકાર કરે છે અને pHનું મૂલ્ય લગભગ અચળ રહે છે. તેવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે." બફર દ્રાવણો ઍસિડિક કે બેઝિક હોઈ શકે છે. જો નિર્બળ ઍસિડનો pK_a અથવા નિર્બળ બેઇઝનો pK_b જાણતા હોઈએ, તો જ્ઞાત pH વાળાં બફર દ્રાવણો બનાવી શકાય. બફર દ્રાવણો નીચે પ્રમાણે ત્રણ પ્રકારનાં હોઈ શકે :

(i) ઍસિડિક બફર દ્રાવણો : નિર્બળ ઍસિડ અને તેના પ્રબળ બેઇઝ સાથેના ક્ષારના મિશ્રણથી ઍસિડિક બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય.

(ii) બેઝિક બફર દ્રાવણ : નિર્બળ બેઇઝ અને તેના પ્રબળ ઍસિડ સાથેના ક્ષારના મિશ્રણથી બેઝિક બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય.

(iii) તટસ્થ બફર દ્રાવણ : નિર્બળ ઍસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના તટસ્થીકરણથી તટસ્થ બફર દ્રાવણ બનાવી શકાય. નીચેના કોષ્ટકમાં આ પ્રકારનાં બફર દ્રાવણો દર્શાવ્યાં છે :

પ્રકાર	પદાર્થો	pHનું મૂલ્ય
ઍસિડિક	$CH_3COOH + CH_3COONa$	< 7
બેઝિક	$NH_4OH + NH_4Cl$	> 7
તટસ્થ	$CH_3COOH + NH_4OH$	≈ 7

જ્ઞાત pH ધરાવતું બફર દ્રાવણ નીચેના હેન્ડરસન-હેસલબેક (Henderson-Hasselbalch) સમીકરણનો ઉપયોગ કરી બનાવી શકાય :

ઍસિડિક દ્રાવણ માટે

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ક્ષાર}]}{[\text{ઍસિડ}]} \qquad (4.40)$$

જ્યાં ઍસિડ નિર્બળ ઍસિડ છે. જેનો વિયોજન અચળાંક K_a છે અને [ક્ષાર] તે ઍસિડના પ્રબળ બેઇઝ સાથેના ક્ષારની સાંદ્રતા છે. CH_3COOH અને CH_3COONaના બફર દ્રાવણ માટે લખી શકાય.

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COONa]}{[CH_3COOH]}$$

એ જ પ્રમાણે બેઝિક બફર દ્રાવણ, દા.ત., $NH_4OH + NH_4Cl$ માટે લખી શકાય.

$$pH = pK_b + \log \frac{[NH_4Cl]}{[NH_4OH]}$$

આવાં બફર દ્રાવણોનો ઉપયોગ રાસાયણિક, જૈવ-રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓનો અને વૈશ્લેષિક રસાયણમાં ખાસ કરવામાં આવે છે. માનવશરીરમાં $[HCO_3^-]$ અને $[CO_3^{2-}]$ ધરાવતાં તથા $[H_2PO_4^-]$ અને $[HPO_4^{2-}]$ ધરાવતાં બફર દ્રાવણો આવેલાં છે.

4.21 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર (Solubility Product of Sparingly Soluble Salts)

આપણે અગાઉ શીખ્યા છીએ તે પ્રમાણે NaOH જેવા આયનીય પદાર્થો પાણીમાં ખૂબ જ દ્રાવ્ય છે. તે હવામાંથી ભેજ શોષીને પણ દ્રવે છે, જ્યારે LiF જેવા સહસંયોજક પદાર્થો પાણીમાં ઓછા દ્રાવ્ય છે અને CdS જેવાં બિનઆયનીય સંયોજનો પાણીમાં લગભગ અદ્રાવ્ય છે, આથી પદાર્થોના ત્રણ પ્રકાર પાડી શકાય.

પ્રકાર 1 સુદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.1M થી વધુ હોય. દા.ત., NaCl, HCl, NaOH

પ્રકાર 2 અદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા અત્યંત ઓછી હોય. દા.ત., CdS, PbS

પ્રકાર 3 અલ્પદ્રાવ્ય : જે પદાર્થોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.01M થી ઓછી હોય. દા.ત., AgCl, $BaSO_4$, $PbSO_4$

પદાર્થની દ્રાવ્યતાનો આધાર તેની લેટિસ એન્થાલ્પી અને જલીયકરણ-એન્થાલ્પી પર રહેલો છે. જલીયકરણ એન્થાલ્પી લેટિસ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય તો પદાર્થ પાણીમાં દ્રાવ્ય થાય. બીજી બાબત એ છે કે ધ્રુવીય પદાર્થો ધ્રુવીય દ્રાવકોમાં ઓગળે છે અને અધ્રુવીય પદાર્થો અધ્રુવીય દ્રાવકોમાં ઓગળે છે. દા.ત., NaCl જેવો ધ્રુવીય પદાર્થ પાણી જેવા ધ્રુવીય દ્રાવકમાં ઓગળે અને નેપ્થેલીન જેવો અધ્રુવીય પદાર્થ બેન્ઝિન જેવા અધ્રુવીય દ્રાવકમાં ઓગળે છે.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારો બહુ ઓછા પ્રમાણમાં દ્રાવ્ય હોઈ તેઓ જલીય દ્રાવણમાં સંતુલન ધરાવે છે અને જેટલો પદાર્થ ઓગળેલો હોય છે તે સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામેલો હોય છે. આપણે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના સંતુલન અચળાંક અને તેની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરનો અભ્યાસ કરીશું.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક : ધારો કે આપણે AgCl જેવા અલ્પદ્રાવ્ય પદાર્થને પાણીમાં ઓગાળી તેનું સંતૃપ્ત દ્રાવણ બનાવીએ, તો તેમાં નીચે પ્રમાણેની પ્રક્રિયા થઈ સંતુલન સ્થપાશે.

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$\text{સંતુલન અચળાંક } K_e = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]} \quad (4.41)$$

શુદ્ધ ઘન પદાર્થ માટે તેની સાંદ્રતા તેની ઘનતા હોય છે અને નિશ્ચિત તાપમાને ઘનતા નિશ્ચિત હોવાથી ઘનની સાંદ્રતા અચળ ગણી શકાય. તેથી

$$K_e \cdot [AgCl_{(s)}] = [Ag^+][Cl^-] = K_{sp} \quad (4.42)$$

જ્યાં K_{sp} અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર AgClનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક છે. તેને માત્ર દ્રાવ્યતા ગુણાકાર તરીકે પણ દર્શાવવામાં આવે છે. હવે આપેલ તાપમાને Ag^+ અને Cl^- આયનોની સાંદ્રતા નક્કી કરીએ તો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર શોધી શકાય. 298 K તાપમાને AgClની દ્રાવ્યતા 1.3×10^{-5} M જણાઈ છે, તેથી

$$[Ag^+] = [Cl^-] = 1.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\therefore K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$= (1.3 \times 10^{-5})(1.3 \times 10^{-5})$$

$$= (1.69 \times 10^{-10}) (\text{મોલ લિટર}^{-1})^2$$

અથવા M^2

દ્રાવ્યતા ગ્રામમાં નક્કી કરવી હોય, તો આણ્વિય દળ વડે ગુણીને મેળવી શકાય.

દાખલો 20 : $Mg(OH)_2$ના સંતૃપ્ત દ્રાવણની સાંદ્રતા 298 K તાપમાને 8.2×10^{-4} ગ્રામ લિટર$^{-1}$ જણાઈ છે, તો $Mg(OH)_2$નો K_{sp} ગણો. $Mg(OH)_2$નું આણ્વિય દળ 58.0 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ છે.

ઉકેલ : $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા 8.2×10^{-4} ગ્રામ લિટર$^{-1}$ છે.

$Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$માં

$$\frac{8.2 \times 10^{-4}}{58} = 1.41 \times 10^{-5} \text{ M}$$

હવે $Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)}$

આથી $[Mg^{2+}] = 1.41 \times 10^{-5}$ M થશે, પરંતુ

$[OH^-] = 2 \times 1.41 \times 10^{-5}$ M થશે.

તેથી $K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$ પ્રમાણે,

$$K_{sp} = (1.41 \times 10^{-5})(2 \times 1.41 \times 10^{-5})^2$$

$$= 1.121 \times 10^{-14} \text{ M}^3 \text{ થશે.}$$

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના પ્રકાર અને તેમનાં K_{sp} મૂલ્યો મેળવવાનાં સૂત્રો નીચે પ્રમાણે છે :

પ્રકાર	ઉદાહરણ	K_{sp} માટેનું સૂત્ર અને એકમ
1 : 1	AgCl	$K_{sp} = S^2$ M^2
1 : 2	CaF_2	$K_{sp} = 4S^3$ M^3
2 : 2	$BaSO_4$	$K_{sp} = S^2$ M^2
2 : 1	$Mg(OH)_2$	$K_{sp} = 4S^3$ M^3

જ્યાં S = દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$માં અથવા M.

જો દ્રાવ્યતા ગ્રામમાં આપેલ હોય અને કદ મિલિટરમાં આપેલ હોય, તો દ્રાવ્યતા ગ્રામ લિટર$^{-1}$માં ગણી દ્રાવ્યના આણ્વિય દળ વડે ભાગીને દ્રાવ્યતા મોલ લિટર$^{-1}$ અથવા M એકમમાં મેળવી શકાય.

પ્રવૃત્તિ : નીચેના પદાર્થોના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર માટેનાં સૂત્રો તથા એકમો દર્શાવો :

AgBr, $PbSO_4$, $Al(OH)_3$, Bi_2S_3 અને $Zr_3(PO_4)_2$

દ્રાવ્યતા ગુણાકારની ઉપયોગિતા :

(1) દ્રાવ્યતા ગુણાકારનાં મૂલ્યો જાણતાં હોઈએ, તો દ્રાવણમાં રહેલા પદાર્થોની દ્રાવ્યતા સરખાવી શકાય :

(2) દ્રાવ્ય પદાર્થનું અદ્રાવ્ય પદાર્થમાં અવક્ષેપન થશે કે નહિ તે પણ નક્કી કરી શકાય. જેમકે $AgNO_3$ના દ્રાવણમાં NaCl ઉમેરતાં AgClના અવક્ષેપ મળશે તેમ જાણવું છે. આ માટે લીધેલા $AgNO_3$ દ્રાવણની સાંદ્રતા પરથી $[Ag^+]$ M એકમમાં મેળવો અને ઉમેરેલા NaClની સાંદ્રતા પરથી $[Cl^-]$ M એકમમાં મેળવો. તેમનો ગુણાકાર કરો. આ ગુણાકારને આયનીય ગુણાકાર I_p તરીકે દર્શાવો અને તેના મૂલ્યને તેના K_{sp}ના મૂલ્ય સાથે સરખાવો. ત્રણ શક્યતાઓ છે, જેને અનુરૂપ અવક્ષેપન વિશે પ્રાક્કથન કરી શકાય.

(i) $I_p > K_{sp}$ અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના અવક્ષેપ મળશે અથવા અવક્ષેપન થશે.

(ii) $I_p < K_{sp}$ અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના અવક્ષેપ મળશે નહિ અથવા અવક્ષેપન થશે નહિ.

(iii) $I_p = K_{sp}$ સંતુલન દર્શાવે છે, માટે અવક્ષેપન થશે નહિ, પરંતુ દ્રાવણ સંતૃપ્ત અવસ્થામાં રહેશે.

4.22 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસર (Effect of Common Ion on Solubility of Sparingly Soluble Salt)

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર દ્રાવણમાં જેટલો ઓગળેલો હોય છે, તે બધો જ સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થયેલો હોઈ આયનીય સ્વરૂપે હોય છે. તેથી તે પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય છે. અગાઉ રાસાયણિક સંતુલનમાં આપણે સાંદ્રતાની અસર લ શેટેલિયરના નિયમની ઉપયોગિતા વગેરેનો અભ્યાસ કરી શકાય. સંતુલન-અચળાંક હોવાથી તે તાપમાન પર આધાર રાખશે; પરંતુ કોઈ પણ નિયત તાપમાને તેનું મૂલ્ય નિશ્ચિત રહેશે.

ધારો કે AgCl જેવા અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના દ્રાવણમાં KCl જેવો દ્રાવ્ય આયનીય પદાર્થ ઉમેરીએ, તો શું થાય ?

$$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$KCl_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

સંતુલનમાં રહેલા AgClમાંથી મળેલા Cl^- ઉપરાંત KClના સંપૂર્ણ આયનીકરણથી Cl^- આયન મળશે, જેથી Cl^-ની કુલ સાંદ્રતા વધી જશે. તેથી લ શેટેલિયરના નિયમ મુજબ આ અસર નાબૂદ કરવા અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય નિશ્ચિત રાખવા માટે સંતુલન ડાબી તરફ ખસશે. એટલે કે $AgCl_{(s)}$બનશે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ, તો AgClની દ્રાવ્યતામાં ઘટાડો થશે. $AgNO_3$નું દ્રાવણ ઉમેરી સમાન આયન Ag^+ની અસરનો અભ્યાસ પણ આ જ પરિણામ આપશે, એટલે કે AgClની દ્રાવ્યતા ઘટશે. આથી કહી શકાય કે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરને લીધે તેની દ્રાવ્યતા ઘટે છે. અથવા અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર વધુ અવક્ષિપ્ત થાય છે.

દાખલો 21 : અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ના K_{sp}નું મૂલ્ય 298 K તાપમાને 1.8×10^{-11} M^3 છે. જો તેમાં 0.1 M NaOHનું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવે, તો $Mg(OH)_2$ની સાંદ્રતા શું થશે ? પરિણામની ચર્ચા કરો.

ઉકેલ : અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ 2:1 પ્રકારનો ક્ષાર હોઈ $K_{sp} = 4S^3$ થશે. જ્યાં S = $Mg(OH)_2$ની સાંદ્રતા મોલ લિટર$^{-1}$માં

હવે $K_{sp} = 4S^3 \therefore 1.8 \times 10^{-11} = 4S^3$

$$\therefore S = \sqrt[3]{\frac{1.8 \times 10^{-11}}{4}}$$

$$= 1.65 \times 10^{-4} \text{ M.}$$

આથી, $Mg(OH)_2$ની પાણીમાં દ્રાવ્યતા (NaOH)ની ગેરહાજરીમાં = 1.65×10^{-4} M થશે.

હવે 0.1 M NaOHની હાજરીમાં OH^-ની સાંદ્રતા NaOHના સંપૂર્ણ આયનીકરણથી મળતા OH^-ની સાંદ્રતા તથા $Mg(OH)_2$ના આયનીકરણથી મળેલ OH^-ની સાંદ્રતાના સરવાળા બરાબર થશે. પરંતુ $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા ઓછી હોઈ તેના આયનીકરણથી મળતા OH^-ની સાંદ્રતા NaOHના દ્રાવણમાંથી મળતા 0.1 M OH^-ની સરખામણીમાં અવગણી શકાય; તેથી,

$K_{sp} = [Mg^{2+}]\ [OH^-]^2$ માટે

$$1.8 \times 10^{-11} = [S]\ (2 \times 0.1)^2$$

$$\therefore [S] = \frac{1.8 \times 10^{-11}}{4 \times 10^{-2}}$$

$$= 0.45 \times 10^{-9} = 4.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

આમ, સમાન આયન OH^-ની હાજરીમાં અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Mg(OH)_2$ની દ્રાવ્યતા 1.65×10^{-4} Mથી ઘટીને 4.5×10^{-10} M થઈ. આમ, સમાન આયનની અસરને લીધે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા ઘટે છે.

સમાન આયનની અસરનો ઉપયોગ ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં એક આયનની હાજરીમાં બીજા આયનને અદ્રાવ્ય બનાવી અલગ કરી શકાય છે. તથા મિશ્રણમાંના ઘટકોની દ્રાવ્યતા ઘટાડવા માટે પણ તેનો ઉપયોગ કરી શકાય છે. ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં બીજા સમૂહનાં ધાતુઆયનોના સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર તૃતીય-બ સમૂહનાં ધાતુઆયનોના સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા ગુણાકારની સરખામણીમાં ઓછા છે, માટે બીજા સમૂહના પરીક્ષણમાં H_2S જળ ઉમેરતાં પહેલાં HCl ઉમેરવામાં આવે છે.

$$H_2S_{(aq)} \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

સંતુલન પર HClમાંથી મળતા H^+ આયન સમાન આયન અસર ઉપજાવે છે અને S^{2-} આયનની સાંદ્રતા ઘટાડે છે, તેથી બીજા સમૂહના સમાવાયેલાં ધાતુઆયનો તેમના સલ્ફાઇડ તરીકે H_2S જળ ઉમેરતાં અવક્ષેપન પામે છે, કારણ કે આ ધાતુ સલ્ફાઇડના દ્રાવ્યતા-ગુણાકાર ઘણા ઓછા છે. આ જ પ્રમાણે તૃતીય-અ સમૂહનાં આયનોના અવક્ષેપન માટે NH_4OH ઉપરાંત NH_4Cl (અધિક પ્રમાણમાં) ઉમેરવામાં આવે છે. NH_4OHમાંથી મળતા

OH^-ની સાંદ્રતા NH_4Clમાંથી મળતા સમાન NH_4^+ને લીધે ઘટે છે. માટે તૃતીય-અ સમૂહનાં ધાતુઆયનો હાઇડ્રૉક્સાઇડ તરીકે અવક્ષેપન પામે છે. કારણ કે તેમના અલ્પદ્રાવ્ય હાઇડ્રૉક્સાઇડ ક્ષારોના દ્રાવ્યતા ગુણાકારનાં મૂલ્યો નીચાં છે. આ ઉપરાંત NaClના સંતૃપ્ત દ્રાવણમાં HCl વાયુ પસાર કરવાથી સમાન આયન Cl^-ની અસરને લીધે NaCl અદ્રાવ્ય બની અવક્ષેપ રૂપે છૂટું પડે છે.

એ નોંધવું જરૂરી છે કે કેટલાક સંજોગોમાં દ્રાવ્યતા ઘટવાને બદલે વધે છે. નિર્બળ ઍસિડના ક્ષારો જેવા કે ફૉસ્ફેટ ક્ષારોની દ્રાવ્યતા ઍસિડ ઉમેરવાથી અથવા pH ઘટાડવાથી વધે છે. આનું કારણ એ છે કે ફૉસ્ફેટ આયન ઍસિડમાંના H^+ સાથે સંયોજાઈ પ્રોટોન મેળવી ઍસિડમાં ફેરવાય છે, તેથી ફૉસ્ફેટ ક્ષારોની દ્રાવ્યતા વધે છે.

સારાંશ

પ્રવાહીમાંથી બાષ્પ-અવસ્થામાં જતા અણુઓ અને બાષ્પ અવસ્થામાંથી પ્રવાહી અવસ્થામાં જતા અણુઓની સંખ્યા સરખી થાય ત્યારે સંતુલન સ્થપાયેલ છે, તેમ કહેવામાં આવે છે અને તે ગતિશીલ છે. ભૌતિક અને રાસાયણિક એમ બંને પ્રકારની પ્રક્રિયાઓમાં સંતુલન પ્રસ્થાપિત થાય છે. આ સમયે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓના વેગ સરખા થાય છે. સંતુલન અચળાંક K_cને નીપજોની સાંદ્રતાના ગુણાકારને પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતાના ગુણાકાર વડે ભાગતાં મળતા ગુણોત્તરથી દર્શાવાય છે; જોકે દરેકની સાંદ્રતાને તેના તત્ત્વયોગમિતીય ગુણાંકને ઘાતાંક તરીકે દર્શાવવાનો હોય છે.

પ્રક્રિયા $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ માટે

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

સંતુલન અચળાંકને નિયત તાપમાને નિશ્ચિત મૂલ્ય હોય છે અને આ તબક્કે સ્થૂળ (macroscopic) ગુણધર્મો જેવા કે સાંદ્રતા, દબાણ વગેરે અચળ થાય છે. વાયુમય પ્રક્રિયા માટે K_cને બદલે K_p લેવાય છે અને સાંદ્રતાને બદલે વાયુમય પ્રક્રિયકો અને નીપજોનાં આંશિક દબાણ દર્શાવાય છે. K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ $K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g}$ તરીકે દર્શાવાય છે. પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં (પુરોગામી કે પ્રતિગામી) થશે, તે દર્શાવવા માટે પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_cજે સંતુલન અવસ્થાએ K_cને બરાબર હોય છે. તેના વડે દર્શાવાય છે. લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત દર્શાવે છે કે સંતુલનમાં રહેલી કોઈ પણ પ્રક્રિયાને અસર કરતાં પરિબળો જેવાં કે, સાંદ્રતા, તાપમાન, દબાણ વગેરેમાં ફેરફાર કરી સંતુલનને ખલેલ પહોંચાડવામાં આવે, તો સંતુલન એવી દિશામાં જવા પ્રયત્ન કરશે, જેથી કરેલા ફેરફારની અસર ઓછામાં ઓછી અથવા નહિવત્ કરી દેશે અને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય બદલાશે નહિ. આનો ઉપયોગ ઉદ્યોગોમાં સંતુલન કેવી રીતે પ્રાપ્ત થાય તે માટે જરૂરી સાંદ્રતા, દબાણ, તાપમાન નિષ્ક્રિય વાયુ વગેરે વિશે અભ્યાસ કરી શકીએ. ઉદ્યોગોમાં પ્રક્રિયકથી નીપજ તરફ (ડાબેથી જમણી તરફ) પ્રક્રિયા જાય તે પ્રમાણે પરિબળોમાં ફેરફાર કરી શકીએ અથવા નિયંત્રણ પણ કરી શકીએ; ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે, તો માત્ર પ્રક્રિયાનો વેગ વધારી શકીએ છીએ. એટલે પ્રક્રિયા માટે લાગતો સમય ઘટાડી શકીએ; પરંતુ સાંદ્રતામાં કે જથ્થામાં ફેરફાર થશે નહિ, કારણ કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી બંને પ્રક્રિયાઓ પર એકસરખી અસર પડશે અને તેથી સંતુલન અચળાંક બદલાશે નહિ.

જે પદાર્થોનાં જલીય દ્રાવણો પોતાનામાંથી વિદ્યુતનું વહન થવા દે છે, તેને વિદ્યુતવિભાજ્ય કહે છે. ઍસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્ય છે, કારણ કે તેમનાં જલીય દ્રાવણ વિદ્યુતનું વહન કરે છે. વિદ્યુતનું વહન થવાનું કારણ વિદ્યુતવિભાજ્યના જલીય દ્રાવણમાં વિયોજન અથવા આયનીકરણથી ઉત્પન્ન થયેલાં આયનો વિદ્યુતપ્રવાહનું વહન કરે છે. પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્ય સંપૂર્ણ વિયોજિત થયેલાં હોય છે. જ્યારે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય અપૂર્ણ વિયોજિત થયેલાં હોય છે; તેથી તેમનાં આયનો અને અવિયોજિત અણુઓ વચ્ચે સંતુલન રચાય છે, આને આયનીય સંતુલન કહે છે.

આર્હેનિયસના આયનીકરણ-સિદ્ધાંત પ્રમાણે હાઇડ્રોજન આયન (H^+) આપે તે પદાર્થને ઍસિડ અને હાઇડ્રૉક્સિલ આયન (OH^-) આપે તેને બેઇઝ કહેવામાં આવે છે. બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી સિદ્ધાંત પ્રમાણે ઍસિડ પ્રોટોનદાતા અને બેઇઝને પ્રોટોનગ્રાહી (યાચક) તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરેલ છે. દરેક ઍસિડને તેના સંયુગ્મ

બેઇઝ અને દરેક બેઇઝને તેના સંયુગ્મ ઍસિડ હોય છે. આથી તેને સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝવાદ તરીકે અથવા પ્રોટોન હેરફેરવાદ તરીકે પણ ઓળખી શકાય. પ્રોટોનની માત્ર ઍસિડ-બેઇઝ વચ્ચે હેરફેર થાય છે. આર્હેનિયસની વ્યાખ્યા કરતાં બ્રોન્સ્ટેડ-લોરીની વ્યાખ્યા વધુ સામાન્ય છે. લૂઇસની વ્યાખ્યા પ્રમાણે ઍસિડ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ સ્વીકારે અને બેઇઝ એટલે એવો પદાર્થ જે ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ આપે. આ વ્યાખ્યા ઍસિડ-બેઇઝ ઉપરાંત કાર્બનિક રસાયણ, સંકીર્ણ સંયોજન રસાયણમાં લાગુ પાડી શકાઈ, તેથી તેને સર્વસ્વીકૃત ગણવામાં આવી. આયનીકરણ અચળાંક પણ સંતુલન અચળાંક છે. નિર્બળ ઍસિડ અથવા બેઇઝ માટે આયનીકરણ અચળાંક K_a અથવા K_b નક્કી કરી શકાય. ઍસિડની સાંદ્રતાને $pH = -\log_{10}[H_3O^+]$વડે દર્શાવી શકાય. આથી ઍસિડ-બેઇઝ માટે pH માપક્રમ નક્કી કરવામાં આવ્યો આ જ પ્રમાણે $pOH = -\log_{10}[OH^-]$ તથા પાણીના આયનીકરણ ગુણાકારને $pK_w = -\log_{10}K_w$ તરીકે દર્શાવી શકાય. $pK_w = pH + pOH = 14$ સંબંધના ઉપયોગથી $[H_3O^+]$ અથવા $[OH^-]$ની ગણતરી કરી શકીએ. $pH < 7$ દ્રાવણ ઍસિડિક, $pH > 7$ દ્રાવણ બેઝિક, $pH = 7$ દ્રાવણ તટસ્થ.

જુદા-જુદા ક્ષાર પ્રબળ કે નિર્બળ ઍસિડ અને પ્રબળ કે નિર્બળ બેઇઝના તટસ્થીકરણથી મેળવી શકાય. આવા ક્ષારોમાં ઍસિડિક, બેઝિક અને તટસ્થ ક્ષારોનો સમાવેશ થાય છે. આવા ક્ષાર જ્યારે પાણી સાથે જલીયકરણ પ્રક્રિયા (જળવિભાજન) કરે છે, ત્યારે દ્રાવણ ઍસિડિક, બેઝિક કે તટસ્થ મળે છે. આ પણ સંતુલન પ્રક્રિયા હોઈ તેને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક નક્કી કરી શકાય, જેને જળવિભાજન અચળાંકને K_hથી દર્શાવવામાં આવે છે. K_hનું ક્ષારની ખાસિયત પ્રમાણે K_a અને K_b સાથેના સંબંધો મેળવી pH અથવા pOH ગણી શકીએ. કેટલાંક એવાં દ્રાવણો છે, જેમાં અલ્પપ્રમાણમાં ઍસિડ કે બેઇઝ ઉમેરતાં અથવા તેમનું મંદન કરતાં તેમના pH બદલાતા નથી. આવાં દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે, જે ઍસિડિક, બેઝિક તથા તટસ્થ પ્રકારનાં હોઈ શકે છે. આપણા શરીરમાંની જૈવિક પ્રક્રિયાઓ વૈશ્લેષિક રસાયણઉદ્યોગો વગેરેમાં પ્રક્રિયાના નિયંત્રણ માટે pHનું નિયંત્રણ બને છે.

અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારને (જેમની પાણીમાં દ્રાવ્યતા 0.01M થી ઓછી હોય) પાણીમાં ઓગાળતાં તે તેની દ્રાવ્યતા પ્રમાણે અલ્પ પ્રમાણમાં દ્રવે છે અને સંતુલન પ્રસ્થાપિત થાય છે. આથી આને માટે સંતુલન અચળાંક મેળવી શકીએ, જેને અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક અથવા દ્રાવ્યતા ગુણાકાર કહે છે. અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના સંતુલન પર સમાન આયનની અસર, ઍસિડની અસર વગેરેનો અભ્યાસ લ શેટેલિયરનો નિયમ લાગુ પાડી કરી શકાય. સામાન્ય રીતે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા સમાન આયનની અસરને લીધે ઘટે છે. આનો ઉપયોગ ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં કરવામાં આવે છે. બે દ્રાવણોને મિશ્ર કરવાથી અવક્ષેપ મળશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન આયનોના સાંદ્રતા ગુણાકાર I_p ને દ્રાવ્યતા ગુણાકાર K_{sp} સાથે સરખાવી શકાય અને પ્રાક્કથન કરી શકાય કે જો $I_p > K_{sp}$ તો અવક્ષેપન થાય (અવક્ષેપ મળે) અને $I_p < K_{sp}$ હોય, તો અવક્ષેપન થાય નહિ અને જો $I_p = K_{sp}$ હોય તો દ્રાવણમાંથી અવક્ષેપન ન થાય અને દ્રાવણ સંતૃપ્ત અવસ્થામાં રહે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) રાસાયણિક સંતુલન

(A) ગતિશીલ છે. (B) સ્થિર અવસ્થા છે.

(C) ગતિશીલ અથવા સ્થાયી અવસ્થા છે. (D) ઉપરનામાંથી એક પણ નહિ.

(2) સમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.

(A) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ (B) $NH_4HS_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + H_2S_{(g)}$

(C) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ (D) $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$

(3) નીચેનાં સંયોજનોમાંથી લૂઇસ ઍસિડ જણાવો.

(A) HCl (B) CH_3COOH (C) H_2O (D) BF_3

(4) $H_2PO_4^-$ ઍસિડનો સંયુગ્મ બેઇઝ જણાવો.

(A) PO_4^{3-} (B) HPO_4^{2-} (C) H_3PO_4 (D) $H_2P_2O_7$

(5) NH_3 ને કયા સિદ્ધાંત પ્રમાણે બેઇઝ ન કહેવાય ?

(A) બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી (B) લૂઇસ (C) આર્હેનિયસ (D) ઉપરનામાંથી એક પણ નહિ.

(6) કોઈ પણ પ્રક્રિયામાં અવક્ષેપન માટે શું જરૂરી છે ?

(A) $I_p < K_{sp}$ (B) $I_p = K_{sp}$ (C) $I_p > K_{sp}$ (D) $K_{sp} >> I_p$

(7) અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારની દ્રાવ્યતા સમાન આયનની અસરથી

(A) ઘટે છે (B) વધે છે.

(C) અચળ રહે છે. (D) ખૂબ જ વધી જાય છે.

(8) લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડી શકાય છે.

(A) ફક્ત રાસાયણિક સંતુલનને

(B) ફક્ત આયનીય સંતુલનને

(C) રાસાયણિક અને આયનીય સંતુલન બંનેને

(D) ઉપરના બધા જ

(9) ફેરિક ક્લોરાઇડનું જલીય દ્રાવણ કેવું હશે ?

(A) બેઝિક (B) તટસ્થ (C) ઍસિડિક (D) કહી શકાય નહિ

(10) રાસાયણિક સંતુલનનું મૂલ્ય ઉદ્દીપકના ઉપયોગથી

(A) વધે છે (B) ઘટે છે.

(C) અચળ રહે છે. (D) વધે અથવા ઘટે છે.

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર આપો :

(1) K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવો.

(2) રાસાયણિક સંતુલન પર સાંદ્રતાની અસર વર્ણવો.

(3) પાણીના આયનીય ગુણાકારનું સૂત્ર લખો.

(4) પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંક વચ્ચેનો સંબંધ જણાવો.

(5) આર્હેનિયસ સિદ્ધાંત મુજબ ઍસિડ અને બેઇઝની વ્યાખ્યા લખો.

(6) લૂઇસ ઍસિડ-બેઇઝની વ્યાખ્યા લખો.

(7) સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ સિદ્ધાંત યોગ્ય ઉદાહરણ આપી દર્શાવો.

(8) દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અને આયનીય ગુણાકારનો સંબંધ દર્શાવો.

(9) ઍસિડિક ક્ષારના જલીયકરણ અચળાંક અને વિયોજન અચળાંક, પાણીનો આયનીય ગુણાકાર વચ્ચેનો સંબંધ દર્શાવો.

(10) સંયુગ્મ ઍસિડ-બેઇઝ અને સંયુગ્મ બેઇઝ-ઍસિડનાં ત્રણ-ત્રણ ઉદાહરણો લખો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ઍસિડ અને બેઇઝ માટેની સંક્રિયાત્મક અને સંકલ્પનીય વ્યાખ્યાઓ જણાવો.

(2) નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન અચળાંકનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(3) નિર્બળ બેઇઝના વિયોજન અચળાંકનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(4) સંતુલન-અચળાંક K_c અને K_p વચ્ચેનો સંબંધ મેળવો.

(5) અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર CaF_2 માટે દ્રાવ્યતા ગુણાકારનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(6) સમાન આયન અસરનો ગુણદર્શક પૃથક્કરણમાં ઉપયોગ દર્શાવો.

(7) બફરની વ્યાખ્યા આપી, ઍસિડિક, બેઝિક અને તટસ્થ બફર દ્રાવણ યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(8) બ્રૉન્સ્ટેડ-લૉરી લૂઇસ ઍસિડ હોઈ શકે પણ બધાં જ લૂઇસ ઍસિડ લૉરી-બ્રૉન્સ્ટેડ ઍસિડ ન પણ હોય. યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(9) પાણીના આયનીય ગુણાકારનું સૂત્ર ઉપજાવો.

(10) નિર્બળ ઍસિડના વિયોજન અચળાંક પરથી દ્રાવણના pHની ગણતરી સમજાવો.

4. નીચેના દાખલાઓ ગણો :

(1) નીચેનાં દ્રાવણોના pH અને pOH ગણો :

(a) 0.1 M HCl, 0.1 M H_2SO_4, 0.1 M, HNO_3

(b) 0.1 M NaOH, 0.1 M KOH, 0.1 M, $Ba(OH)_2$

(2) નીચેનાં દ્રાવણોના pH ગણો :

(a) 3.65 ગ્રામ HCl ધરાવતું 250 મિલિ દ્રાવણ

(b) 9.80 ગ્રામ H_2SO_4 ધરાવતું 500 મિલિ દ્રાવણ

(c) 1.6 ગ્રામ NaOH ધરાવતું 250 મિલિ દ્રાવણ

(b) 11.2 ગ્રામ KOH ધરાવતું 500 મિલિ દ્રાવણ

(3) 6 ગ્રામ ઍસિટિક ઍસિડ ધરાવતા 250 મિલિ દ્રાવણની pH ગણો. ઍસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

(4) 7 ગ્રામ ઍમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ ધરાવતા 500 મિલિ દ્રાવણનો pH ગણો. ઍમોનિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} છે.

(5) બેન્ઝોઇક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 6.5×10^{-5} છે, તો તેના 0.15 M દ્રાવણમાં H_3O^+ આયનની સાંદ્રતા અને pH કેટલા હશે ?

(6) ડાઈમિથાઈલ એમાઈનનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 5.4×10^{-4} છે, તો તેના 0.25 M દ્રાવણમાં OH^- આયનની સાંદ્રતા અને pH કેટલા હશે ?

(7) એક એસિડિક બફર દ્રાવણ બનાવવા માટે 0.25 M એસિટિક એસિડના દ્રાવણમાં 0.125M સોડિયમ એસિટેટ ઉમેરવામાં આવ્યો. જો એસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} હોય, તો આ બફર દ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(8) એક બેઝિક બફર દ્રાવણ બનાવવા માટે 0.125 M એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડના દ્રાવણમાં 0.250 M એમોનિયમ ક્લોરાઇડ ઉમેરવામાં આવ્યો. જો એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} હોય, તો આ બફર દ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(9) 10 મિલિ 0.06 M $AgNO_3$ના દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.04 M NaClનું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવ્યું, જો 298 K તાપમાને AgClનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર 1.8×10^{-10} હોય, તો અવક્ષેપન થશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન કરો.

(10) 20 મિલિ 0.05 M $BaCl_2$ના દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.025 M K_2CrO_4નું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવ્યું. જો $BaCrO_4$નો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર 298 K તાપમાને 1.2×10^{-10} હોય, તો અવક્ષેપન થશે કે નહિ તેનું પ્રાક્કથન કરો.

(11) 0.1 M સોડિયમ એસિટેટનો જળવિભાજન અચળાંક તથા દ્રાવણનો pH ગણો. 298 K તાપમાને એસિટિક ઍસિડનો વિયોજન અચળાંક 1.8×10^{-5} અને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર 1.04×10^{-14} છે.

(12) 0.30 M NH_4Cl દ્રાવણનો જળવિભાજન અચળાંક તથા દ્રાવણનો pH ગણો. 298 K તાપમાને NH_4OH વિયોજન અચળાંક અને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર અનુક્રમે 1.8×10^{-5} અને 1.04×10^{-14} છે.

(13) 10 મિલિ 0.1 M H_2SO_4 ધરાવતા દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.1 M HCl ઉમેરવામાં આવ્યો, તો પરિણમતા મિશ્રદ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(14) 10 મિલિ 0.1 M $Ba(OH)_2$ ધરાવતા દ્રાવણમાં 20 મિલિ 0.15 M HCl ઉમેરવામાં આવ્યો, તો પરિણમતા મિશ્રદ્રાવણનો pH કેટલો હશે ?

(15) જો એનિલિનનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 4.27×10^{-10} હોય, તો તેના સંયુગ્મ એસિડનો વિયોજન અચળાંક કેટલો થશે ? $K_w = 1.04 \times 10^{-14}$.

(16) જો એસિટિક એસિડનો વિયોજન અચળાંક 298 K તાપમાને 1.76×10^{-5} હોય, તો તેના સંયુગ્મ બેઇઝનો વિયોજન અચળાંક કેટલો થશે ? $K_w = 1.04 \times 10^{-14}$.

•

p – વિભાગનાં કેટલાંક તત્ત્વો - I

5.1 પ્રસ્તાવના

- p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય માહિતી, ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના. સમૂહનાં 13નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના, પ્રાપ્તિસ્થાન ગુણધર્મોમાં વિવિધતા, ઑક્સિડેશન અવસ્થા, રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતાનું વલણ, સમૂહના પ્રથમ તત્ત્વના ગુણધર્મોમાં અનિયમિતતા.

5.2 બોરોન-ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ)

5.3 બોરોનનાં કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનો-બોરેક્સ પાઉડર, બોરિક ઍસિડ, બોરોન હાઇડ્રાઇડ

5.4 ઍલ્યુમિનિયમના ગુણધર્મો, ઉપયોગો અને ઍસિડ તથા બેઇઝ સાથેની પ્રક્રિયાઓ

5.5 સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની સામાન્ય માહિતી, ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના, પ્રાપ્તિસ્થાન, ગુણધર્મોમાં વિવિધતા, ઑક્સિડેશન અવસ્થા, રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતાનું વલણ, સમૂહના પ્રથમ તત્ત્વના ગુણધર્મોમાં અનિયમિતતા.

5.6 કાર્બન-કેટેનેશન, અપરરૂપો, ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો, કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનોના ઉપયોગ, ઑક્સાઇડ સંયોજનો-CO, CO_2

5.7 સિલિકોનનાં અગત્યનાં સંયોજનો અને સિલિકોન ટેટ્રાક્લોરાઇડ, સિલિકોન્સ, સિલિકેટની સામાન્ય માહિતી અને બંધારણ, ઝિયોલાઇટના ઉપયોગો.

5.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

જે તત્ત્વોની બાહ્યતમ સંયોજકતાકક્ષકની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના **ns^2 np^1થી ns^2 np^6** (સિવાય He તત્ત્વ) હોય તે તત્ત્વો p-વિભાગનાં તત્ત્વો કહેવાય છે, જ્યાં $n = 2$ થી 6 છે. p-પ્રકારની કક્ષકમાં વધુમાં વધુ છ ઇલેક્ટ્રૉનનો સમાવેશ થતો હોવાથી આ તત્ત્વો છ સમૂહમાં ગોઠવાયેલાં છે. આવર્તકોષ્ટકમાં સમૂહ 13 થી 18, p-વિભાગનાં તત્ત્વો છે. આવર્તકોષ્ટકમાં સંક્રાન્તિ તત્ત્વોથી જમણી બાજુ આ તત્ત્વો ગોઠવાયેલાં છે. p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સંયોજકતા કક્ષકો સિવાયની અંદરના ભાગની (Inner core) ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં ફેરફાર હોવાથી, આ તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે. સામાન્ય રીતે સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ તે જ સમૂહના અન્ય સભ્યો કરતાં કેટલાક ગુણધર્મોમાં જુદાપણું ધરાવે છે. આ પ્રકરણમાં સમૂહ 13 (IIIA) અને 14 (IVA)નાં તત્ત્વોનો અભ્યાસ કરીશું. સમૂહ 13 અને 14 નાં પ્રથમ તત્ત્વ અનુક્રમે બોરોન અને કાર્બન હોવાથી આ સમૂહ અનુક્રમે બોરોનસમૂહ અને કાર્બનસમૂહ તરીકે ઓળખાય છે. કાર્બન કેટેનેશનના ગુણધર્મને કારણે અસંખ્ય કાર્બનિક સંયોજનો બનાવે છે, જેનો સમાવેશ કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનમાં કરવામાં આવ્યો છે. હવે p-વિભાગનાં તત્ત્વોની કેટલીક સામાન્ય માહિતીનો અભ્યાસ કરીશું.

p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય માહિતી : સમૂહ 13થી 18નાં તત્ત્વો એટલે કે p-વિભાગનાં તત્ત્વોમાં ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે. છતાં પણ તેમના કેટલાક ગુણધર્મોના વલણને સામાન્ય રીતે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.

કોષ્ટક 5.1
p-વિભાગનાં તત્ત્વો

						He
	13	14	15	16	17	18
2p	B	C	N	O	F	Ne
3p	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4p	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5p	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6p	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

↓ પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ધાત્વિક લક્ષણ

↑ વિદ્યુતઋણમયતા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઑક્સિડેશનકર્તા

← પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ધાત્વિક લક્ષણ

સામાન્ય રીતે વિદ્યુતઋણમયતા, આયનીકરણ-એન્થાલ્પી અને ઑક્સિડેશનક્ષમતા (Oxidizing power) આવર્તમાં પરમાણ્વિયક્રમાંક વધતાં વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં પરમાણ્વિયક્રમાંક વધતાં તે ઘટે છે. સામાન્ય રીતે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા, વાન્ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા અને ધાત્વિક ગુણધર્મ સમૂહમાં પરમાણુક્રમાંક વધતાં વધે છે, તેથી p-સમૂહનાં તત્ત્વોની લાક્ષણિકતા છે કે તેમાં અધાતુ, અર્ધધાતુ અને ધાતુતત્ત્વોનો એક જ સમૂહમાં સમાવેશ થયેલો જોવા મળે છે. આ ગુણધર્મો આવર્તમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં ઘટે છે.

p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સંયોજકતાકક્ષકની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2 np^{1-6}$, જ્યાં n = 2 થી 6 છે. તેથી **આ તત્ત્વોની મહત્તમ ઑક્સિડેશન અવસ્થાનું મૂલ્ય તેના સમૂહના મૂલ્યમાંથી દસ બાદ (–10) કરવાથી મળે છે.** સમૂહ 13થી 16માં પરમાણુક્રમાંક વધે એટલે કે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં મહત્તમ ઑક્સિડેશન અવસ્થાના મૂલ્યમાંથી બે બાદ (–2) કરતાં મળતી ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતામાં વધારો થાય છે. આ વલણને નિષ્ક્રિય યુગ્મઅસર (Inert pair effect) કહે છે. p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય ઑક્સિડેશન-અવસ્થા કોષ્ટક 5.2માં દર્શાવી છે.

કોષ્ટક 5.2 p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય ઑક્સિડેશન-અવસ્થા

સમૂહ	13	14	15	16	17	18
ઑક્સિડેશન-અવસ્થા	B +3	C +4, –4	N +5 થી –3	O –1, –2	F –1	Ne –
	Al +3	Si +4,	P, As +3, +5, –3	S, Se, Te – 2, +2 +4, +6	Cl, Br, I –1, +1, +3 +5, +7	Xe +2, +4 +6, +8
અવસ્થા	Ga, In, Tl +1, +3	Ge, Sn, Pb +2, +4	Sb, Bi, +5, +3			

p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સામાન્ય માહિતી મેળવ્યા પછી હવે સમૂહ 13 અને 14નાં તત્ત્વોના કેટલાક ગુણધર્મોનો વિગતવાર અભ્યાસ કરીશું.

સમૂહ 13નાં તત્ત્વો (બોરોનસમૂહ) : ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના : સમૂહ 13માં આવેલાં તત્ત્વો બોરોન (B), ઍલ્યુમિનિયમ (Al), ગેલિયમ (Ga), ઇન્ડિયમ (In), અને થેલિયમ (Tl) છે. તેમની સંયોજકતાકોષની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2\ np^1$, જ્યાં n = 2થી 6 છે. આમ, સંયોજકતા કોષમાં s-પ્રકારની કક્ષકમાં બે ઇલેક્ટ્રૉન અને p-પ્રકારની કક્ષકમાં એક એમ મળી કુલ ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન આવેલા છે. સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના કોષ્ટક 5.3માં દર્શાવી છે.

કોષ્ટક 5.3 સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય ક્રમાંક	સંપૂર્ણ ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના	નિષ્ક્રિય વાયુ કોર (Core) સાથે
બોરોન (B)	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	$[He]\ 2s^2\ 2p^1$
ઍલ્યુમિનિયમ (Al)	13	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$
ગેલિયમ (Ga)	31	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^1$
ઇન્ડિયમ (In)	49	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^1$	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^1$
થેલિયમ (Tl)	81	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^1$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^1$

પ્રાપ્તિસ્થાન : બોરોનની પ્રચુરતા પૃથ્વીના પોપડામાં વજનથી 0.0001% કરતાં ઓછી છે. તે ખનિજ સ્વરૂપે મળી આવે છે. તેનાં અગત્યનાં ખનિજો નીચે પ્રમાણે છે.

બોરેક્સ : $(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O)$

કેર્નાઇટ : $(Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O)$

કોલિમેનાઇટ : $(Ca_2B_6O_{11} \cdot 2H_2O)$

ઑર્થોબોરિક ઍસિડ : (H_3BO_3)

બોરોન કેલિફોર્નિયા (અમેરિકા) અને તુર્કીમાં મળી આવે છે. ભારતમાં તે કાશ્મીરના લડાખ વિસ્તારની પુગા ખીણમાંથી અને રાજસ્થાનના સાંભર સરોવરમાંથી બોરેક્સ સ્વરૂપે મળી આવે છે. પૃથ્વીના પોપડામાંથી મળી આવતાં તત્ત્વોમાં ઍલ્યુમિનિયમનું સ્થાન ત્રીજા ક્રમે છે. પ્રથમ ક્રમે ઑક્સિજન વજનથી 45.5%, દ્વિતીય ક્રમે સિલિકોન વજનથી 27.7% અને ત્રીજા ક્રમે ઍલ્યુમિનિયમ વજનથી 8.3% છે. ઍલ્યુમિનિયમનાં કેટલાંક અગત્યના ખનિજો નીચે પ્રમાણે છે :

બૉક્સાઇટ : $Al_2O_3 \cdot xH_2O$

ઑર્થોક્લેઇઝ : $KAlSi_3O_8$

કાયોલાઇટ : Na_3AlF_6

કોરેન્ડમ : Al_2O_3

બેરિલ : $Be_3Al_2Si_6O_{18}$

અબરખ (માઇકા) : $KAl_2(Si_3AlO_{10})(OH)_2$

ઍલ્યુમિનિયમનાં અગત્યનાં ખનિજો બૉક્સાઇટ અને કાયોલાઇટ છે. ભારતમાં અબરખ(માઇકા) ખનિજ મધ્ય પ્રદેશ, કર્ણાટક, ઓરિસ્સા અને જમ્મુમાં મળી આવે છે. દુનિયામાં અબરખની સૌથી વધુ નિકાસ કરતો દેશ ભારત છે. ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમની ઉપસ્થિતિ ખૂબ ઓછી છે. Zn, Cu, Ge અને Asના બનેલા સંકીર્ણ સલ્ફાઇડના ખનિજ જર્મેનાઇટમાંથી ગેલિયમ (0.1 – 1%) મળી આવે છે. ઝિંકના સલ્ફાઇડ ખનિજમાંથી અલ્પ માત્રામાં ઇન્ડિયમ મળી આવે છે. લેડના સલ્ફાઇડ ખનિજમાંથી થેલિયમ પ્રાપ્ત થાય છે.

ગુણધર્મોમાં વિવિધતા : બોરોનસમૂહના સભ્યોના કેટલાક ગુણધર્મોમાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે, જે કોષ્ટક 5.4માં દર્શાવી છે.

કોષ્ટક 5.4 સમૂહ 13નાં તત્ત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મો

ભૌતિક ગુણધર્મો	તત્ત્વો				
	B	Al	Ga	In	Tl
પરમાણ્વિય ક્રમાંક	5	13	31	49	81
પરમાણ્વિય દળ	10.81	26.98	69.72	114.82	204.38
પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (pm)	85	143	135	167	170
આયનીય ત્રિજ્યા (pm)	27	53.5	62.0	80.0	88.5
આયનીય ત્રિજ્યા M^{1+} (pm)	—	—	120	140	150
આયનીકરણ-એન્થાલ્પી (કિ જૂલ મોલ$^{-1}$) (I)	800	577	578	558	590
(II)	2427	1816	1979	1820	1971
(III)	3659	2744	2962	2704	2877
(IV)	25026	11578	6200	5200	—
વિદ્યુતઋણમયતા (પાઉલિંગ ક્રમ)	2.0	1.5	1.6	1.7	1.8
ઘનતા (ગ્રામ સેમી$^{-3}$)	2.35	2.70	5.90	7.31	11.85
ગલનબિંદુ (K)	2453	933	303	430	576
ઉત્કલનબિંદુ (K)	3923	2740	2676	2353	1730
$E^0_{(v)}$, 298 K $M^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow M_{(s)}$	—	− 1.66	− 0.56	− 0.34	+ 1.26
$E^0_{(v)}$, 298 K $M^{+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow M_{(s)}$	—	+ 0.55	—	− 0.18	− 0.34

(pm) પિકોમીટર = 10^{-12} મીટર

(i) પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા : બોરોનસમૂહનાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં તેમાં નવો કોષ ઉમેરાય છે, તેથી કેન્દ્ર અને બાહ્યતમ કોશમાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉન વચ્ચેનું અંતર વધે છે. તેને લીધે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા વધે છે. આવું જ વલણ આયનીય ત્રિજ્યામાં માલૂમ પડે છે. જોકે ઍલ્યુમિનિયમ અને ગેલિયમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં અપવાદ છે. ઍલ્યુમિનિયમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (143 pm) કરતાં ગેલિયમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા (135 pm) ઓછી છે, કારણ કે ઍલ્યુમિનિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં d-કક્ષકો આવેલી નથી, જ્યારે ગેલિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં d-કક્ષકો આવેલી છે. વળી, તેનું કદ પણ મોટું હોવાથી તેમાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉન દ્વારા કેન્દ્ર (ન્યુક્લિયસ) સાથેની આવરણ પડની અસર (સ્ક્રીનિંગ અસર)ની સક્રિયતા ઓછી થાય છે. હવે ગેલિયમમાં કેન્દ્રીય ભાર પણ વધુ હોવાથી બાહ્યતમ કોશમાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ વધે છે. તેથી ગેલિયમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા ઍલ્યુમિનિયમની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા કરતાં ઓછી છે. જોકે આયનીય ત્રિજ્યા માટે નિયમિત વલણ માલૂમ પડે છે.

(ii) આયનીકરણ એન્થાલ્પી : બોરોનસમૂહનાં તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H_1$)નો ક્રમ **B > Al < Ga > In < Tl** છે. બોરોન કરતાં ઍલ્યુમિનિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઓછી છે. કારણ કે ઍલ્યુમિનિયમમાં નવો સંયોજકતાકોશ ઉમેરાતાં ઍલ્યુમિનિયમનું પરમાણ્વિય કદ વધે છે અને સ્ક્રીનિંગ અસર પણ વધે છે. પરિણામે ઍલ્યુમિનિયમની બાહ્યતમ કક્ષકમાં આવેલા ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણબળ ઘટે છે. તેથી પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી બોરોન કરતાં ઓછી છે. પરંતુ ઍલ્યુમિનિયમ કરતાં ગેલિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી થોડી વધારે (1 kJ mol^{-1}) છે, કારણ કે ગેલિયમમાં નવો સંયોજકતાકોશ ઉમેરાય છે અને સાથે 3d-કક્ષકમાં પણ ઉમેરાતી હોવાથી સ્ક્રીનિંગ અસરમાં ઘટાડો થાય છે. એટલે કે તે વધુ અસરકારક રહેતી નથી.

તેથી ગેલિયમમાં કેન્દ્ર તરફ ઇલેક્ટ્રૉનનું આકર્ષણબળ વધે છે. આના લીધે પ્રથમ આયનીકરણ-એન્થાલ્પી થોડી વધારે છે. તેવી જ રીતે ઇન્ડિયમમાં 4d-કક્ષક આવેલી હોવાથી તેની સ્ક્રીનિંગ-અસરની સક્રિયતા ઘટે છે અને કેન્દ્રમાં થતા વીજભારના વધારાને (49 − 31 = 18 એકમ) **સ્ક્રીનિંગ અસર વટાવી જાય છે.** પરિણામે બાહ્યતમ કક્ષકમાં ગોઠવાયેલા ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ ગેલિયમ કરતાં ઓછું થાય છે. તેથી ઇન્ડિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ગેલિયમ કરતાં ઓછી છે. ઇન્ડિયમ કરતાં થેલિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી વધારે છે. કારણ કે થેલિયમના કેન્દ્રમાં વીજભારમાં થતો વધારો (81 − 49 = 32 એકમ)છે. વળી 4f અને 5d-કક્ષકો ઉપસ્થિત છે, છતાં સ્ક્રીનિંગ અસરની સક્રિયતામાં થતા ઘટાડાને **કેન્દ્રનો વીજભાર વટાવી જાય છે.** પરિણામે બાહ્યતમ કોશના ઇલેક્ટ્રૉનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણબળ વધે છે. તેથી પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે.

આ સમૂહનાં તત્ત્વોની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H_2$) અને તૃતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H_3$)નાં મૂલ્યો ખૂબ જ વધારે છે, કારણ કે પ્રથમ ઇલેક્ટ્રૉન મુક્ત થતાં બનતા આયનનું કદ ઘટે છે અને અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર વધે છે, તેથી કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ વધે છે. વળી, બીજો અને ત્રીજો ઇલેક્ટ્રૉન s-પ્રકારની કક્ષકમાંથી મુક્ત થતા હોય છે s-કક્ષકનું કેન્દ્ર તરફ વધુ આકર્ષણ હોવાથી તેમાંથી ઇલેક્ટ્રૉન દૂર કરવા વધુ ઊર્જાની જરૂર પડે છે, તેથી $\Delta_i H_2$ અને $\Delta_i H_3$નાં મૂલ્યો ખૂબ જ વધારે છે.

(iii) ધાત્વિક ગુણધર્મ : સમૂહ 13નાં તત્ત્વોમાં ધાત્વિક ગુણધર્મમાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે બોરોન કરતાં ઍલ્યુમિનિયમમાં ધાત્વિક ગુણધર્મ વધારે છે, કારણ કે બોરોન કરતાં ઍલ્યુમિનિયમની વિદ્યુતધનમયતા વધુ હોવાથી ઍલ્યુમિનિયમ વિદ્યુત અને ઉષ્માનો સુવાહક છે. ઍલ્યુમિનિયમથી થેલિયમ તરફ જતાં તેના રિડક્શન પોટેન્શિયલનાં મૂલ્યો વધે છે, તેથી તેની વિદ્યુતધનમયતાનાં મૂલ્યોમાં ઘટાડો થાય છે. આના પરિણામે ધાત્વિક ગુણધર્મમાં વધારો થાય છે. આમ, બોરોન અધાતુ છે, જ્યારે ઍલ્યુમિનિયમ ધાતુ છે. ઇન્ડિમય, ગેલિયમ અને થેલિયમમાં ધાતુ ગુણધર્મ ક્રમશઃ વધે છે.

(iv) વિદ્યુતઋણતા : સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં બોરોન કરતાં ઍલ્યુમિનિયમની વિદ્યુતઋણતા ઝડપથી ઘટે છે અને ત્યાર બાદ ઍલ્યુમિનિયમથી થેલિયમ તરફ જતાં તે ધીમેથી ક્રમશઃ વધે છે, કારણ કે પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં પરમાણ્વિય કદ વધે છે. તેથી કેન્દ્ર તરફ ઇલેક્ટ્રૉન માટેનું આકર્ષણબળ ઘટે છે.

(v) ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ : સમૂહ-13નાં તત્ત્વોનાં ગલનબિંદુમાં અનિયમિત વલણ માલૂમ પડે છે. જેમકે, બોરોનનું ગલનબિંદુ સૌથી વધારે છે, જ્યારે ઍલ્યુમિનિયમનું ગલનબિંદુ ઓછું છે અને ગેલિયમનું ગલનબિંદુ સૌથી ઓછું છે. વળી, ગેલિયમ કરતાં ઇન્ડિયમનું ગલનબિંદુ વધારે છે અને થેલિયમનું ગલનબિંદુ તેથી થોડું વધારે છે; **B > Al > Ga < In < Tl.** આ માટે તત્ત્વોની સ્ફટિક રચના જવાબદાર છે. સમૂહ-13નાં તત્ત્વોનાં ઉત્કલનબિંદુમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં નિયમિત વલણ માલૂમ પડે છે. પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં તેમનાં ઉત્કલનબિંદુ નિયમિત રીતે ઘટે છે.

(vi) ઘનતા : સમૂહ-13નાં તત્ત્વોના પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં તેમની ઘનતાનાં મૂલ્યોમાં વધારો થાય છે. કારણ કે પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં કદ વધે છે. પરંતુ પરમાણ્વિય દળમાં થતો વધારો કદની સરખામણીમાં વધારે થતો હોવાથી ઘનતા વધે છે.

(vii) રિડક્શનકર્તાનો ગુણધર્મ : સમૂહ-13નાં તત્ત્વોનો રિડક્શનકર્તાનો ગુણધર્મ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે એટલે કે ઍલ્યુમિનિયમથી થેલિયમ તરફ જતાં ઘટે છે, કારણ કે ઍલ્યુમિનિયમથી થેલિયમ તરફ જતાં તેમનાં રિડક્શન-પોટેન્શિયલનાં મૂલ્યો વધે છે. તેથી તેમની રિડક્શન કરવાની ક્ષમતામાં ઘટાડો થાય છે અને તેથી રિડક્શનકર્તાનો ગુણધર્મ ઘટે છે.

(viii) સંયોજનોનો સ્વભાવ : સમૂહ-13માં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં સહસંયોજક-બંધ ધરાવતાં સંયોજનો બનવાનું વલણ ઘટે છે અને આયનીય બંધ ધરાવતાં સંયોજનો બનવાનું વલણ વધે છે, કારણ કે બોરોનનું કદ નાનું છે અને B^{3+}આયન બનવા માટે જરૂરી કુલ આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_i H_1 + \Delta_i H_2 + \Delta_i H_3$)નું મૂલ્ય વધારે છે. આથી, બોરોન સરળતાથી B^{3+}આયન બનાવતો નથી અને તેથી સહસંયોજક બંધ રચે છે. હવે જેમ પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે છે, તેમ પરમાણુનું કદ વધે છે અને કુલ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યમાં ઘટાડો થાય છે. તેથી સહસંયોજક બંધ બનાવવાનું વલણ ઘટે છે અને આયનીય બંધ બનાવવાનું વલણ વધે છે. બોરોન સહસંયોજક બંધ ધરાવતાં સંયોજનો બનાવે છે. જ્યારે ઍલ્યુમિનિયમમાં પણ સહસંયોજક બંધ ધરાવતાં સંયોજનો અને થોડે ઘણે અંશે આયનીય સંયોજનોનું વલણ માલૂમ પડે છે, જ્યારે ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં આયનીય બંધ ધરાવતાં સંયોજનોનું વલણ પ્રબળ બને છે.

ઑક્સિડેશન અવસ્થા : સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં બાહ્યતમ કક્ષકમાં s-પ્રકારની કક્ષકમાં બે ઇલેક્ટ્રૉન અને p-પ્રકારની કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રૉન, એટલે કે કુલ ત્રણ ઇલેક્ટ્રૉન હોવાથી તે +3 ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવે છે. બોરોન અને ઍલ્યુમિનિયમની ઑક્સિડેશન અવસ્થા +3 છે. જ્યારે ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમ +1 અને +3 એમ બે પ્રકારની ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવે છે. જેમ-જેમ પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે તેમ-તેમ +3 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતા ઘટે છે અને +1 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતામાં વધારો થાય છે, કારણ કે જેમ-જેમ સમૂહમાં ઊપરથી નીચે તરફ જતાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે તેમ-તેમ s-પ્રકારની કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉનની બંધ બનાવવાની ક્રિયામાં ભાગ લેવાનું વલણ ઘટે છે. એટલે કે ns^2 ઇલેક્ટ્રૉન ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમમાં યુગ્મ સ્વરૂપે જ રહે છે, કારણ કે તેમાં d અને f પ્રકારની કક્ષકો આવેલી હોવાથી ns^2-કક્ષકની સ્ક્રીનિંગ અસર નિર્બળ બને છે અને નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં પ્રબળ બને છે, તેથી ns^2-કક્ષકના ઇલેક્ટ્રૉન વધુ મજબૂત રીતે કેન્દ્ર તરફ આકર્ષાયેલા હોય છે, તેથી તે દૂર કરવા મુશ્કેલ બને છે. આના કારણે +1 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતા વધે છે અને +3 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતા ઘટે છે. નીચેની પ્રક્રિયા આ ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થિરતાની તરફેણમાં છે.

$$Tl^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Tl^{+}_{(aq)} \quad E^0 = +\ 1.25V$$

આ સમીકરણ દર્શાવે છે કે થેલિયમની +1 ઑક્સિડેશન અવસ્થા + 3 કરતાં વધુ સ્થાયી છે, કારણ કે આ પ્રક્રિયા માટેના રિડક્શન-પોટેન્શિયલનું મૂલ્ય ધન છે.

રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતાનું વલણ (Trends in Chemical Reactivity) : સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે. કારણ કે B અને Al તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં ઉમદા વાયુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પછી $ns^2\ np^1$ પ્રકારની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના છે, જ્યારે ગેલિયમ અને ઇન્ડિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં ઉમદા વાયુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પછી d-પ્રકારની કક્ષકનો પણ સમાવેશ થયેલો છે. ત્યાર પછી $ns^2\ np^1$ પ્રકારની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના છે. હવે થેલિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં નિષ્ક્રિયવાયુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના પછી d અને f- બંને પ્રકારની કક્ષકોનો સમાવેશ થયેલો છે. ત્યાર બાદ $ns^2\ np^1$ પ્રકારની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના છે. તેથી સમૂહ 13નાં સંયોજનોમાં તત્ત્વોની રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા નીચે પ્રમાણે છે :

(i) હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો : સમૂહ 13નાં તત્ત્વો H_2 સાથે સીધાં સંયોજાવાથી હાઇડ્રાઇડ બનાવતાં નથી, પરંતુ આડકતરી રીતે સંયોજાઈને હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવે છે. દા.ત. બોરોનના હાઇડ્રાઇડની બનાવટ BF_3 ની LiH સાથે પ્રક્રિયા થતાં બને છે.

$$2BF_3 + 6LiH \xrightarrow{450\ K} B_2H_6 + 6LiF$$

બોરોન ઘણા હાઇડ્રાઇડ બનાવે છે. તેમાં મોટા ભાગના હાઇડ્રાઇડનાં અણુસૂત્ર $B_n H_{n+4}$ અને $B_n H_{n+6}$ છે, જે **બોરેન (Borane)** સંયોજનો તરીકે જાણીતાં છે. અન્ય તત્ત્વોના હાઇડ્રાઇડ બહુલક સ્વરૂપે હોય છે. દા.ત., $(AlH_3)_n$, $(GaH_3)_n$ અને $(InH_3)_n$ છે. તેના બંધારણમાં M.....H......M (જ્યાં M = Al, Ga, In) જોડાણ બનાવે છે. પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં હાઇડ્રાઇડની સ્થિરતામાં ઘટાડો થાય છે. તેથી થેલિયમનો હાઇડ્રાઇડ ખૂબજ અસ્થાયી છે. આ હાઇડ્રાઇડ નિર્બળ લૂઇસ ઍસિડ છે. તે ત્વરિત પ્રબળ લૂઇસ બેઇઝ (B :) સાથે જોડાય છે.

$$B: + MH_3 \longrightarrow [B \rightarrow MH_3]$$

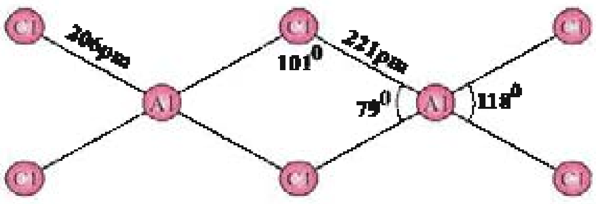
(જ્યાં M = Al અથવા Ga)

ઍલ્યુમિનિયમ અને ગેલિયમનાં બહુલક હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો ઉપરાંત વધારામાં લિથિયમ ટેટ્રાહાઇડ્રો ઍલ્યુમિનેટ (III), LiHની $AlCl_3$ સાથે સૂકા ઇથરની હાજરીમાં પ્રક્રિયા થતાં બને છે. તે સામાન્ય રીતે લિથિયમ ઍલ્યુમિનિયમ હાઇડ્રાઇડ નામથી વધુ પ્રચલિત છે.

$$4LiH + AlCl_3 \xrightarrow{\text{સૂકો ઇથર}} Li^+[AlH_4]^- + 3LiCl$$

ખાસ કરીને કાર્બનિક પ્રક્રિયામાં $LiAlH_4$ રિડક્શનકર્તા તરીકે ઉપયોગી છે.

(ii) હેલાઇડ સંયોજનો : સમૂહ 13નાં તત્ત્વો MX_3 પ્રકારના ટ્રાયહેલાઇડ બનાવે છે, જ્યાં X = F, Cl, Br અને I છે. બોરોન પરમાણુનાં નાનાં કદ અને ઊંચી આયનીકરણ એન્થાલ્પીના કારણે સહસંયોજક બંધનું વલણ ધરાવતો હોવાથી તે sp^2-સંકરણ કરી સહસંયોજક બંધ રચે છે અને ટ્રાયહેલાઇડ બનાવે છે. આ ટ્રાયહેલાઇડ BX_3 લૂઇસ ઍસિડ તરીકે વર્તે છે. તેની પ્રબળતાનો ક્રમ $BI_3 > BBr_3 > BCl_3 > BF_3$ છે. પરંતુ ઍલ્યુમિનિયમ ટ્રાયક્લોરાઇડ તેના બાષ્પ સ્વરૂપમાં ક્લોરિન પરમાણુના સેતુબંધ જોડાણને કારણે દ્વિઅણુ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. તેનું બંધારણ આકૃતિ 5.1માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે.



આકૃતિ 5.1 Al_2Cl_6નું બંધારણ (દ્વિઅણુ) (બાષ્પ અવસ્થા)

$AlCl_3$ પણ લૂઈસ ઍસિડ છે. **BF_3 અને $AlCl_3$ પ્રબળ લૂઈસ ઍસિડ હોવાથી ફ્રિડલ અને ક્રાફ્ટ્સની આલ્કાઈલેશન અને એસાઈલેશન પ્રક્રિયામાં તેમજ ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી ઍરોમેટિક વિસ્થાપન પ્રક્રિયામાં ઉદ્દીપક તરીકે વર્તે છે.** ગેલિયમ અને થેલિયમ MX પ્રકારનાં હેલાઇડ સંયોજનો (જ્યાં X = Cl, Br, I) બનાવે છે. MX પ્રકારનાં હેલાઇડ સંયોજનોની સ્થિરતા પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં વધે છે, તેથી GaX કરતાં TlX વધુ સ્થાયી છે.

(iii) ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સંયોજનો : સમૂહ 13નાં બધાં જ તત્ત્વો M_2O_3 પ્રકારનાં ઑક્સાઇડ અને $M(OH)_3$ પ્રકારનાં હાઇડ્રૉક્સાઇડ બનાવે છે. તત્ત્વોના પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ સંયોજનોનો ઍસિડિક ગુણધર્મ ઘટતો જાય છે. જ્યારે બેઝિક ગુણધર્મ વધતો જાય છે. દા.ત. બોરોનના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ ઍસિડિક, ઍલ્યુમિનિયમ અને ગેલિયમના ઑક્સાઇડ ઉભયગુણધર્મી અને ઇન્ડિયમના બેઝિક જ્યારે થેલિયમના ઑક્સાઇડ પ્રબળ બેઇઝ છે.

(iv) સંકીર્ણ અને દ્વિક્ષાર સંયોજનો : સમૂહ 13નાં તત્ત્વોમાં બોરોનની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં d-કક્ષક ઉપલબ્ધ ન હોવાથી તે ફક્ત ચતુષ્ફલકીય સંકીર્ણ $[BH_4]^-$, $[BF_4]^-$ વગેરે બનાવે છે, જ્યારે ઍલ્યુમિનિયમ, ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં d-કક્ષક (Alમાં $3d^0$ સ્વરૂપે છે.) આવેલી હોવાથી અષ્ટફલકીય સંકીર્ણ જેવા કે $[AlF_6]^{3-}$, $[GaCl_6]^{3-}$, $[InCl_6]^{3-}$, અને $[TlCl_6]^{3-}$ પાણી સાથે અષ્ટફલકીય ઍક્વાઆયન $[M(H_2O)_6]^{3+}$ (જ્યાં, M = Al, Ga, In, અને Tl છે.) બનાવે છે. ઍલ્યુમિનિયમ સલ્ફેટની આલ્કલી ધાતુ આયન અને NH_4^+ના સલ્ફેટ સાથે પ્રક્રિયા કરીને દ્વિક્ષાર બનાવે છે. તેનું સૂત્ર $M_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ અથવા $MAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ જ્યાં, M = Na^+, K^+, Rb^+ અને NH_4^+ છે. $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ દ્વિક્ષાર (ફટકડી) તરીકે ઓળખાય છે. **દ્વિક્ષારનો ઉપયોગ કઠણ પાણીને નરમ બનાવવા અને રંગરસાયણમાં મોર્ડન્ટ તરીકે થાય છે.**

સમૂહ 13નાં પ્રથમ તત્ત્વ (બોરોન)ના ગુણધર્મોની અનિયમિતતા : સમૂહ 13ના પ્રથમ તત્ત્વ બોરોનના ગુણધર્મો તેના સમૂહનાં અન્ય તત્ત્વોના ગુણધર્મો કરતાં અલગ જોવા મળે છે. તે કેટલીક અનિયમિતતા ધરાવે છે. દા.ત.,

(i) બોરોન સિવાયનાં અન્ય તત્ત્વો ધાત્વિક લક્ષણ દર્શાવે છે, જ્યારે બોરોન અધાતુ છે.

(ii) બોરોન ટ્રાયહેલાઇડ એકાકી અણુ છે, જ્યારે અન્ય તત્ત્વોના ટ્રાયહેલાઇડ દ્વિઅણુ કે બહુલક તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

(iii) બોરોનનો હાઇડ્રાઇડ એકાકી અણુ છે, જ્યારે અન્ય તત્ત્વોના હાઇડ્રાઇડ દ્વિઅણુ કે બહુલક તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

(iv) બોરોન પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી, જ્યારે અન્ય તત્ત્વો પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરી ઑક્સાઇડ બનાવે છે.

(v) બોરોનના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ ઍસિડિક છે, જ્યારે અન્ય તત્ત્વોના ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ ઉભયગુણધર્મી કે બેઝિક છે.

(vi) બોરોન સિવાયનાં તત્ત્વોનાં ટ્રાયહેલાઇડ જળવિભાજન પ્રક્રિયાથી સંકીર્ણ આયન બનાવે છે.

5.2 બોરોનના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) (Physical and Chemical Properties of Boron Chemical Reactions)

બોરોનના ભૌતિક ગુણધર્મો :

(i) બોરોન ખૂબ જ કઠણ પદાર્થ છે. કઠિનતાના ક્રમે હીરા પછી બોરોન આવે છે.

(ii) બોરોનનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ખૂબ જ ઊંચાં છે.

(iii) બોરોન ઉષ્મા અને વિદ્યુતનો મંદવાહક છે.

(iv) બોરોન ^{10}B અને ^{11}B બે સમસ્થાનિકો છે, જેની પ્રચુરતાનું સાપેક્ષ પ્રમાણ અનુક્રમે 20% અને 80% છે.

(v) બોરોનને બે અપરરૂપો છે. ઘેરા બદામી રંગનું અસ્ફટિકમય અને કાળો ચળકાટ ધરાવતું ધાત્વીય સ્ફટિકમય અપરરૂપ છે.

રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) : બોરોન રાસાયણિક રીતે ઓછો સક્રિય છે. સામાન્ય તાપમાને, સામાન્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયકો સાથે લગભગ નિષ્ક્રિય છે.

પરંતુ પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તા તેમજ વિશિષ્ટ પ્રક્રિયકો સાથે તે નીચે મુજબ પ્રક્રિયા કરે છે :

(i) **અધાતુ સાથે પ્રક્રિયા :** ઊંચા તાપમાને બોરોન અધાતુ નાઈટ્રોજન, ઑક્સિજન અને હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરે છે.

$$2B + N_2 \xrightarrow{\Delta} 2BN$$

$$4B + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2B_2O_3$$

$$2B + 3X_2 \xrightarrow{\Delta} 2BX_3$$

(જ્યાં X = Cl, Br, I)

(ii) **ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા :** બોરોન HCl સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી, પરંતુ સાંદ્ર HNO_3 અને H_2SO_4 સાથે પ્રક્રિયા કરતાં બોરોનનું ઑક્સિડેશન થઈ બોરિક ઍસિડ બને છે.

$$2B + 3H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} 2H_3BO_3 + 3SO_2$$

$$B + 3HNO_3 \xrightarrow{\Delta} H_3BO_3 + 3NO_2$$

(iii) **આલ્કલી સાથે પ્રક્રિયા :** બોરોન NaOH અને KOH જેવી આલ્કલીની પિગલિત અવસ્થા સાથે પ્રક્રિયા કરી તેના અનુવર્તી બોરેટ બનાવે છે અને ડાયહાઈડ્રોજન મુક્ત કરે છે.

$$2B + 6NaOH_{(l)} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{સોડિયમ બોરેટ}}{2Na_3BO_3} + 3H_2$$

$$2B + 6KOH_{(l)} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{પોટેશિયમ બોરેટ}}{2K_3BO_3} + 3H_2$$

(iv) **ધાતુ સાથે પ્રક્રિયા :** બોરોનને કેટલીક ધાતુ સાથે ગરમ કરતાં પ્રક્રિયા થઈ બોરાઇડ બનાવે છે, તે ખૂબ જ કઠણ અને ઊંચું ગલનબિંદુ ધરાવતો ઘન પદાર્થ છે. દા.ત.,

$$B + Cr \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{(ક્રોમિયમ બોરાઇડ)}}{CrB}$$

5.3 બોરોનનાં કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનો (Some Important Compounds of Boron)

(1) બોરેક્સ પાઉડર : બોરોનનું અગત્યનું સંયોજન બોરેક્સ અથવા **સોડિયમ ટેટ્રાબોરેટ ($Na_2B_4O_7$)** છે. તેનું અશુદ્ધ સ્વરૂપ ટીંકલ છે, જેમાં 55% બોરેક્સ હોય છે. ભારત, તિબેટ, સિલોન અને કેલિફોર્નિયામાં આવેલાં સૂકાં સરોવરોમાંથી તે મળી આવે છે.

બનાવટ :

(i) ટીંકલમાંથી બોરેક્સ : ટીંકલને પાણીમાં ઓગાળી, ઉકાળી અને ગાળવાથી રેતી, માટી વગેરે અદ્રાવ્ય અશુદ્ધિઓ દૂર થાય છે, જ્યારે બોરેક્સ દ્રાવણમાં ઓગળેલો રહે છે. દ્રાવણને સંકેન્દ્રિત કરી ઠંડું પાડવાથી બોરેક્સના સ્ફટિક છૂટા પડે છે.

(ii) કોલેમેનાઈટમાંથી બોરેક્સ : કોલમેનાઇટ ખનિજને Na_2CO_3 સાથે ઉકાળવાથી $CaCO_3$, બોરેક્સ અને સોડિયમ મેટાબોરેટ બને છે. પ્રાપ્ત થતો $CaCO_3$ અદ્રાવ્ય હોવાથી, તે અવક્ષેપ સ્વરૂપે હોય છે. આ અવક્ષેપને ગાળી લઈ દૂર કરતાં પ્રાપ્ત થતાં દ્રાવણને સંકેન્દ્રિત કરી ઠંડું પાડતાં બોરેક્સના સ્ફટિક મળે છે. હવે માતૃદ્રાવણમાં સોડિયમ મેટાબોરેટ હોવાથી, દ્રાવણમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ પસાર કરતાં, સોડિયમ મેટાબોરેટમાંથી બોરેક્સ મળે છે.

$$\underset{\text{કોલમેનાઇટ}}{Ca_2B_6O_{11}} + 2Na_2CO_3 \xrightarrow{\Delta} 2CaCO_{3(s)} + \underset{\text{બોરેક્સ}}{Na_2B_4O_7} + \underset{\text{સોડિયમ મેટાબોરેટ}}{2NaBO_2}$$

$$4NaBO_2 + CO_2 \rightarrow Na_2B_4O_7 + Na_2CO_3$$

(iii) બોરિક ઍસિડમાંથી બોરેક્સ : બોરિક ઍસિડનું Na_2CO_3 દ્વારા તટસ્થીકરણ કરીને બોરેક્સ મેળવાય છે.

$$\underset{\text{બોરિક ઍસિડ}}{4H_3BO_3} + Na_2CO_3 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{બોરેક્સ}}{Na_2B_4O_7} + 6H_2O + CO_2$$

પ્રાપ્ત થતા મિશ્રણને ગરમ કરી ઠંડું પાડતાં બોરેક્સ સ્ફટિકમય સ્વરૂપે છૂટું પડે છે.

બોરેક્સના ગુણધર્મો :

(1) બોરેક્સ ત્રણ સ્વરૂપે જોવા મળે છે : (a) **ત્રિપાર્શ્વીય** $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (b) **અષ્ટફલકીય** $Na_2B_4O_7 \cdot 5H_2O$ (c) **બોરેક્સ કાચ** $Na_2B_4O_7$

(2) બોરેક્સ સફેદ, સ્ફટિકમય, ઠંડા પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય અને ગરમ પાણીમાં વધુ દ્રાવ્ય ઘન પદાર્થ છે.

(3) બોરેક્સનું જલીય દ્રાવણ, તેના જળવિભાજનને કારણે બેઝિક હોય છે.

$$Na_2B_4O_7 + 2H_2O \xrightarrow{\Delta} H_2B_4O_7 + 2NaOH$$

(4) બોરેક્સને ગરમ કરતાં તેનું વિભાજન થતાં ફૂલે છે અને સ્ફટિક જળ ઊડી જતાં જળવિહીન બને છે. વધુ ગરમ કરતાં તે પીગળીને કાચ જેવો પારદર્શક બોરેક્સ મણકો બને છે, જેને બોરેક્સ મણકો કહે છે.

$$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2B_4O_7 + 10H_2O$$

$$Na_2B_4O_7 \xrightarrow{\Delta} \underbrace{\underset{\text{સોડિયમ મેટાબોરેટ}}{2NaBO_2} + \underset{\text{બોરોન ઑક્સાઇડ અથવા બોરિક એનહાઇડ્રાઇડ}}{B_2O_3}}_{\text{કાચ જેવો પારદર્શક બોરેક્સમણકો}}$$

(5) કાચ જેવા પારદર્શક મણકાને રંગીન ધાતુ આયનો જેવાં કે Ni^{2+}, Co^{2+}, Cr^{3+}, Cu^{2+}, Mn^{2+}, સાથે સંપર્કમાં લાવી ગરમ કરતાં તે આયનને અનુરૂપ મેટાબોરેટમાં ફેરવાય છે અને તે રંગીન હોય છે. તેઓના રંગ અનુક્રમે બદામી, ભૂરો, લીલો, ભૂરો અને ગુલાબી છે. દા.ત.,

$$NiO + B_2O_3 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{નિકલ મેટાબોરેટ (બદામી રંગ)}}{Ni(BO_2)_2}$$

ઉપયોગો :

(i) પ્રયોગશાળામાં ગુણાત્મક પૃથક્કરણમાં બોરેક્સ મણકા કસોટી કરવા માટે વપરાય છે.

(ii) માટીના ઘડા માટે રંગના ઉત્પાદનમાં અને ગ્લેઝ કરવામાં વપરાય છે.

(iii) મીણબત્તીની બનાવટમાં વપરાય છે.

(iv) ઍન્ટિસેપ્ટિક ગુણધર્મ ધરાવતો હોવાથી ઔષધીય સાબુની બનાવટમાં વપરાય છે.

(v) ઑપ્ટિકલ કાચની બનાવટમાં વપરાય છે.

(vi) કઠણ પાણીને નરમ કરવા માટે વપરાય છે.

(2) બોરિક ઍસિડ (H_3BO_3) : તેનું પ્રચલિત નામ **ઑર્થોબોરિક ઍસિડ** છે.

બનાવટ :

(i) બોરેક્સમાંથી બોરિક ઍસિડ : બોરેક્સના જલીય દ્રાવણમાં HCl કે H_2SO_4 ઉમેરી ઍસિડમય બનાવતાં બોરિક ઍસિડ મળે છે, તેનું સંકેન્દ્રણ કરીને ઠંડું પાડતાં, બોરિક ઍસિડના સ્ફટિક મળે છે.

$$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \xrightarrow{\Delta} 4H_3BO_3 + 2NaCl$$

$$Na_2B_4O_7 + H_2SO_4 + 5H_2O \xrightarrow{\Delta} 4H_3BO_3 + Na_2SO_4$$

(ii) કોલમેનાઇટ ખનિજમાંથી બોરિક ઍસિડ : કોલમેનાઇટ ખનિજનો બારીક ભૂકો કરી પાણી ઉમેરી ઉકાળ્યા બાદ, તેમાંથી SO_2 વાયુ પસાર કરતાં બોરિક ઍસિડ અને કૅલ્શિયમ બાયસલ્ફાઇટ મળે છે. કૅલ્શિયમ બાયસલ્ફાઇટ પાણીમાં સુદ્રાવ્ય છે, જ્યારે બોરિક ઍસિડ અલ્પદ્રાવ્ય હોવાથી ઠંડું પાડતાં છૂટો પડે છે.

$$Ca_2B_6O_{11} + 11H_2O \xrightarrow{\Delta} 2Ca(OH)_2 + 6H_3BO_3$$

$$2Ca(OH)_2 + 4SO_2 \xrightarrow{\Delta} 2Ca(HSO_3)_2$$

કુલ પ્રક્રિયા :

$$Ca_2B_6O_{11} + 11H_2O + 4SO_2 \xrightarrow{\Delta} 6H_3BO_3 + 2Ca(HSO_3)_2$$

(iii) બોરોન સંયોજનોના જળવિભાજનથી બોરિક ઍસિડ : BCl_3 અને BNના જળવિભાજનથી બોરિક ઍસિડ મળે છે.

$$BCl_3 + 3H_2O \xrightarrow{\Delta} H_3BO_3 + 3HCl$$

$$BN + 3H_2O \xrightarrow{\Delta} H_3BO_3 + NH_3$$

ગુણધર્મો :

(i) બોરિક ઍસિડ સફેદ સ્ફટિકમય ઘન પદાર્થ છે. તે સ્પર્શે સાબુ જેવો પોચો છે.

(ii) તે ઠંડા પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય, પણ ગરમ પાણીમાં મધ્યમ દ્રાવ્ય છે.

(iii) જુદાં જુદાં તાપમાને તેના પર ગરમીની અસર નીચે મુજબ છે :

$$\underset{\text{ઑર્થોબોરિક ઍસિડ}}{4H_3BO_3} \xrightarrow[-H_2O]{373\,K} \underset{\text{મેટાબોરિક ઍસિડ}}{4HBO_2} \xrightarrow[-H_2O]{433\,K}$$

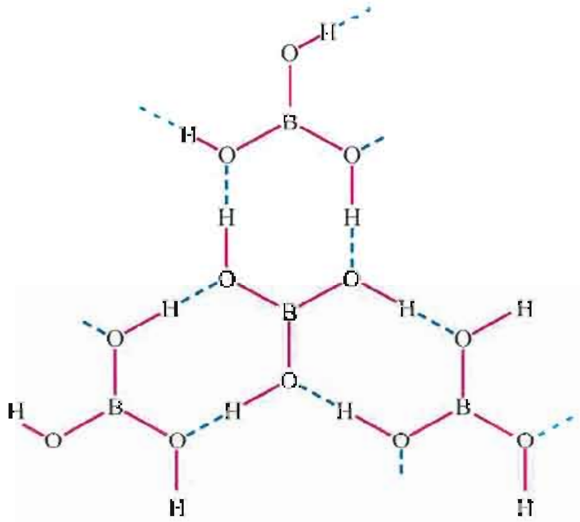
$$\underset{\text{ટેટ્રાબોરિક ઍસિડ}}{H_2B_4O_7} \xrightarrow[-H_2O]{\text{રક્તતપ્ત}} \underset{\text{બોરોન ઑક્સાઇડ}}{2B_2O_3}$$

(iv) તે નિર્બળ મોનોબેઝિક ઍસિડ છે અને લૂઇસ ઍસિડ તરીકે વર્તે છે.

(v) H_2SO_4 ની હાજરીમાં ઇથેનોલ સાથે પ્રક્રિયા કરી, ઇથાઇલ બોરેટ બનાવે છે.

$$H_3BO_3 + 3C_2H_5OH \xrightarrow{[H^+]} \underset{\text{ઇથાઇલ બોરેટ}}{B(OC_2H_5)_3} + 3H_2O$$

(vi) H–બંધ ધરાવતા બોરિક ઍસિડનું બંધારણ આકૃતિ 5.2 પ્રમાણે છે.



આકૃતિ 5.2 H–બંધ ધરાવતું બોરિક ઍસિડનું બંધારણ (ત્રુટક લીટી H–બંધ દર્શાવે છે.)

ઉપયોગો :

(i) ખોરાકઉદ્યોગમાં ખોરાકને સાચવવા માટે સંરક્ષક તરીકે ઉપયોગી છે.

(ii) પિગમેન્ટ અને બોરેક્સની બનાવટમાં ઉપયોગી છે.

(iii) આંખને સ્વચ્છ રાખવા માટે ઔષધ તરીકે ઉપયોગી છે.

(iv) રંગરસાયણ અને પોટરી ગ્લેઝની બનાવટમાં ઉપયોગી છે.

(3) બોરોન હાઇડ્રાઇડ : બોરોન અસંખ્ય હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવે છે, તેનું સામાન્ય સૂત્ર **B_nH_{n+4} અને B_nH_{n+6} છે. બોરોન હાઇડ્રાઇડને બોરેન (Borane) કહે છે. B_2H_6 (ડાયબોરેન)** બોરોન હાઇડ્રાઇડ છે.

ડાયબોરેન (B_2H_6)ની બનાવટ : પ્રયોગશાળામાં સોડિયમ બોરોહાઇડ્રાઇડની આયોડિન સાથે પોલિઈથર દ્રાવકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા થઈ ડાયબોરેન બને છે.

$$\underset{\text{સોડિયમ બોરોહાઇડ્રાઇડ}}{2NaBH_4} + I_2 \xrightarrow{\text{પોલિ ઈથર}} \underset{\text{ડાયબોરેન}}{B_2H_6} + 2NaI + H_2$$

ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે બોરોન ટ્રાયફ્લોરાઇડ કે બોરોન ટ્રાયક્લોરાઇડની લિથિયમ હાઇડ્રાઇડ સાથે 450 K તાપમાને પ્રક્રિયા થતાં ડાયબોરેન મળે છે.

$$2BF_3 + 6LiH \xrightarrow{450\,K} \underset{\text{ડાયબોરેન}}{B_2H_6} + 6LiF$$

$$2BCl_3 + 6LiH \xrightarrow{450\,K} B_2H_6 + 6LiCl$$

ગુણધર્મો :

(i) ડાયબોરેન રંગવિહીન, અત્યંત ઝેરી વાયુ છે.

(ii) ડાયબોરેનને ઑક્સિજન માટે પ્રબળ આકર્ષણ હોવાથી તેને હવામાં ખુલ્લો રાખતાં આપમેળે સળગી ઊઠે છે અને ઉષ્મા મુક્ત કરે છે. તેની દહનઉષ્માનું મૂલ્ય ખૂબ વધારે છે.

$$B_2H_6 + 3O_2 \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2O$$

$$\Delta H = -2008 \text{ કિ જૂ મોલ}^{-1}$$

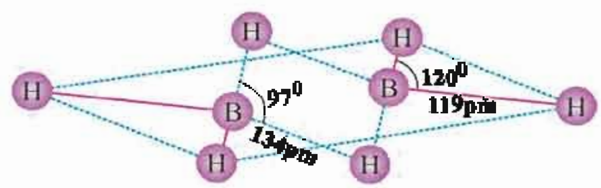
(iii) ડાયબોરેનને NH_3 સાથે 450 K તાપમાને ગરમ કરતાં **બોરેઝિન ($B_3N_3H_6$)** બને છે, જેનું બંધારણ બેન્ઝિન જેવું હોવાથી તેને અકાર્બનિક બેન્ઝિન પણ કહે છે.

$$3B_2H_6 + 6NH_3 \xrightarrow{450\,K} 2B_3N_3H_6 + 12H_2$$

(iv) ડાયબોરેનનું જળવિભાજન થતાં બોરિક ઍસિડ બને છે અને H_2 વાયુ મુક્ત થાય છે.

$$B_2H_6 + 6H_2O \xrightarrow{450\,K} \underset{\text{બોરિક ઍસિડ}}{2H_3BO_3} + 6H_2$$

(v) ડાયબોરેનનું બંધારણ આકૃતિ 5.3 મુજબ છે.



આકૃતિ 5.3 ડાયબોરેન (B_2H_6)નું બંધારણ

બોરોન અને તેનાં સંયોજનોના ઉપયોગ :

(i) બોરોનનો ^{10}B સમસ્થાનિક ન્યુટ્રૉન શોષવાની ક્ષમતા ધરાવતો હોવાથી, ન્યુક્લિયર રિઍક્ટરમાં ધાતુ બોરાઇડ રક્ષણાત્મક આવરણ અને **નિયંત્રણ-સળિયા** તરીકે તથા કૅન્સરની કેમોથેરેપી સારવારમાં વપરાય છે.

(ii) બોરોનના રેસાઓ **વિમાનઉદ્યોગમાં** હલકા પરંતુ સંયોજિત પદાર્થો બનાવવામાં વપરાય છે.

(iii) બોરેક્સ અને બોરિક ઍસિડ **ઉષ્માપ્રતિકારક** બોરોસિલિકેટ **પાયરેક્સ કાચ** બનાવવામાં વપરાય છે. ઉપરાંત ધાતુકર્મવિધિમાં ધાતુઓના **સોલ્ડરિંગ ફ્લક્સ (Flux)** તરીકે વપરાય છે.

(iv) **પોર્સેલીન ઈનેમલ** બનાવવામાં બોરેક્સ વપરાય છે.

(v) બોરેક્સ પાઉડરનો ઉપયોગ પ્રયોગશાળામાં રંગીન ધાતુ આયનની પરખ માટેની **મણકા કસોટીમાં** થાય છે.

(vi) બોરિક ઍસિડનું જલીય દ્રાવણ નિર્બળ **ચેપનાશક** તરીકે વપરાય છે.

(vii) બોરેક્સનો ઉપયોગ ચર્મઉદ્યોગમાં ચામડાની સફાઈ માટે અને **ખોરાકઉદ્યોગમાં સંરક્ષક** તરીકે થાય છે.

(viii) ડાયબોરેનની દહનઉષ્મા ખૂબ જ વધારે હોવાથી ઊંચી ઊર્જા ધરાવતા બળતણ તરીકે વપરાય છે.

5.4 ઍલ્યુમિનિયમના ગુણધર્મો (Properties of Aluminium)

(i) ઍલ્યુમિનિયમ હલકી, ચાંદી જેવી સફેદ ધાતુ છે.

(ii) ઊંચું **તનન સામર્થ્ય** (tensile strength) તથા ઊંચી વીજવાહકતા તથા ઉષ્માવાહકતા (કૉપર કરતાં બમણી) છે.

(iii) તેની વિદ્યુતધનમયતા વધારે છે.

(iv) ઑક્સિજન સાથે ઝડપી પ્રક્રિયા કરે છે અને સપાટી પર Al_2O_3નું કઠણ રક્ષણ કવચ બનાવે છે, તેથી તે નિષ્ક્રિય બને છે.

ઉપયોગો :

(i) ઉદ્યોગોમાં અને રોજિંદા જીવનમાં ઍલ્યુમિનિયમનો બહોળો ઉપયોગ થાય છે.

(ii) Cu, Mn, Mg, Si અને Zn સાથે તે ઉપયોગી મિશ્રધાતુ બનાવે છે.

(iii) ઍલ્યુમિનિયમ અને તેની મિશ્રધાતુઓનો ઉપયોગ વાસણો, ઍરોપ્લેનના ભાગ તથા અન્ય બનાવટમાં પણ થાય છે.

(iv) Cr અને Mn ધાતુનું તેમની ઑક્સાઇડમાંથી નિષ્કર્ષણ કરવા વપરાતી **ઍલ્યુમિનો થર્માઇટ** પદ્ધતિમાં થાય છે.

(v) ઍલ્યુમિનિયમનો ઉપયોગ **પ્રબળ રિડક્શનકર્તા** તરીકે થાય છે.

ઍલ્યુમિનિયમની ઍસિડ અને બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા : ઍલ્યુમિનિયમ ઍસિડ અને બેઇઝ બંને સાથે પ્રક્રિયા કરે છે. આમ, તે ઉભયગુણધર્મી છે.

ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા : ઍલ્યુમિનિયમ મંદ HCl અને મંદ H_2SO_4માં દ્રાવ્ય થઈ ધીમેથી H_2 વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે.

$$2Al + 6HCl + 12H_2O \longrightarrow 2[Al(H_2O)_6]Cl_3 + 3H_2$$

ઍલ્યુમિનિયમને સાંદ્ર H_2SO_4 સાથે ગરમ કરતાં SO_2 વાયુ ઉત્પન્ન કરે છે.

$$2Al + 6H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$$

ઍલ્યુમિનિયમને સાંદ્ર HNO_3 સાથે પ્રક્રિયા કરી તેની સપાટી પર Al_2O_3નું નિષ્ક્રિય રક્ષણપડ બનાવે છે, જેથી સપાટી પર આગળ થતી પ્રક્રિયા અટકે છે.

બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા : ઍલ્યુમિનિયમ પ્રબળ આલ્કલી (NaOH અથવા KOH)માં દ્રાવ્ય થઈ સોડિયમ ઍલ્યુમિનેટ અથવા પોટેશિયમ ઍલ્યુમિનેટ બનાવી H_2 વાયુ મુક્ત કરે છે.

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$$

5.5 સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની સામાન્ય માહિતી (General Information of Group 14 Elements)

સમૂહ 14નાં તત્ત્વો કાર્બન (C), સિલિકોન (Si), જર્મેનિયમ (Ge), ટિન (Sn), અને લેડ (Pb) છે. આ સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ કાર્બન હોવાથી તેમને કાર્બનસમૂહનાં તત્ત્વો પણ કહે છે. **કાર્બનનું કદ નાનું, ઊંચી વિદ્યુતઋણતા અને કાર્બન-કાર્બન બંધ ઊર્જાનું મૂલ્ય ઊંચું હોવાથી તેમાં કેટેનેશનનો ગુણધર્મ માલૂમ પડે છે.** કેટેનેશનના વિશિષ્ટ ગુણધર્મને કારણે તે શૃંખલાયુક્ત અને ચક્રીય સંયોજનો બનાવે છે. તેમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે σ–બંધ ઉપરાંત π–બંધ પણ રચાય છે. તદુપરાંત એક કાર્બન બીજા કાર્બન સાથે અથવા બીજા પરમાણુ સાથે એક કે એક કરતાં વધુ બંધ રચી શકે છે. દા.ત., $C = C$, $C \equiv C$, $C - O$, $C = O$, $C - N$, $C \equiv N$. આવા બંધ ધરાવતાં સંયોજનોનો અભ્યાસ કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનમાં કરવામાં આવે છે. કાર્બનનાં ધાતુઓ, અધાતુઓ અને અર્ધધાતુઓ સાથેનાં સંયોજનોને દ્વિઅંગી (Binary) અકાર્બનિક સંયોજનો કહે છે. અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનમાં આ પ્રકારનાં સંયોજનો જેવાં કે કૅલ્શિયમ કાર્બાઇડ, સિલિકોન કાર્બાઇડ, કાર્બન મોનોક્સાઇડ, કાર્બન ડાયોક્સાઇડ, હાઇડ્રોજન સાયનાઇડ વગેરેનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે. કાર્બનિક સંયોજનોનું યોગદાન(ફાળો) સજીવ પદાર્થોમાં, નિર્જિવ પદાર્થોમાં, દવાઓ અને પ્લાસ્ટિક વગેરે ક્ષેત્રે જોવા મળે છે.

ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના : કાર્બનસમૂહનાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના **બાહ્યતમ સંયોજકતાકક્ષકમાં $ns^2\ np^2$ પ્રકારની છે.** જ્યાં, n = 2થી 6 છે. કોષ્ટક 5.5માં કાર્બન સમૂહનાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના દર્શાવી છે.

કોષ્ટક 5.5 કાર્બનસમૂહનાં તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના

તત્ત્વ	પરમાણ્વિય ક્રમાંક	સંપૂર્ણ ઈલેક્ટ્રૉનીય રચના	નિષ્ક્રિય કોર (Core) સાથે
કાર્બન (C)	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$	$[He]\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$
સિલિકોન (Si)	14	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p_x^1\ 3p_y^1$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p_x^1\ 3p_y^1$
જર્મેનિયમ (Ge)	32	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p_x^1\ 4p_y^1$	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p_x^1\ 4p_y^1$
ટિન (Sn)	50	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p_x^1\ 5p_y^1$	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p_x^1\ 5p_y^1$
લેડ (Pb)	82	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p_x^1\ 6p_y^1$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p_x^1\ 6p_y^1$

પ્રાપ્તિસ્થાન : પૃથ્વીના પોપડામાં મળી આવતાં તત્ત્વોમાં વજનથી સત્તરમા ક્રમે કાર્બન આવે છે. પૃથ્વીના પોપડામાં તે કોલસા, ખનિજ તેલ અને વિદ્યુતધનમય ધાતુઓના કાર્બોનેટ સ્વરૂપે મળી આવે છે. વાતાવરણમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ સ્વરૂપે હોય છે. કાર્બન દરેક સજીવ પદાર્થમાં કાર્બનિક સંયોજનો સ્વરૂપે હોય છે. સિલિકોન કુદરતમાં સિલિકા (SiO_2) તથા સિલિકેટ સ્વરૂપે હોય છે જે સિરામિક્સ, ગ્લાસ અને સિમેન્ટનો અગત્યનો ઘટક છે. પૃથ્વીના પોપડામાં વજનથી બીજા ક્રમે સિલિકોન (27.7%) છે. જર્મેનિયમ એક સૂક્ષ્મ માત્રિક (trace) તત્ત્વ છે તથા ઝિંક ખનિજોને ઊંચા તાપમાને ગરમ કરતાં તેમાંથી નીકળતા ધૂમ્રમેશ (Flue dust)માંથી મેળવવામાં આવે છે. ટિન તથા લેડ (સીસું) કુદરતમાં અનુક્રમે 2 ppm તથા 13 ppm જેટલા પ્રમાણમાં આવેલાં છે. લેડનું મુખ્ય ખનિજ **ગેલીના (PbS)** છે. તેની સાથે **ઝિંક બ્લેન્ડ (ZnS)** પણ ભળેલો હોય છે. લેડનાં અન્ય ખનિજોમાં **એંગ્લેસાઇટ ($PbSO_4$)** અને **સેરુસાઇટ ($PbCO_3$)** છે.

ગુણધર્મોમાં વિવિધતા : સમૂહ 14નાં તત્ત્વોના કેટલાક ગુણધર્મોમાં વિવિધતા નીચે મુજબ છે, જે કોષ્ટક 5.6માં દર્શાવી છે.

કોષ્ટક 5.6 સમૂહ 14નાં તત્ત્વોના ભૌતિક ગુણધર્મો

ભૌતિક ગુણધર્મ		તત્ત્વો				
		C	Si	Ge	Sn	Pb
પરમાણ્વિય ક્રમાંક		6	14	32	50	82
પરમાણ્વિય દળ		12.01	28.09	72.60	118.71	207.2
સહસંયોજક ત્રિજ્યા M(II)(pm) અવસ્થા માટે		77	118	122	140	146
આયનીય ત્રિજ્યા (M^{4+})(pm)		---	40	53	69	78
આયનીય ત્રિજ્યા (M^{2+})(pm)		---	---	73	118	119
આયનીકરણ-એન્થાલ્પી (M^+)	(I)	1086	786	761	708	715
(કિ જૂલ મોલ$^{-1}$)	(II)	2352	1577	1537	1411	1450
	(III)	4620	3228	3300	2942	3081
	(IV)	6220	4354	4409	3929	4082

વિદ્યુતઋણતા (પાઉલિંગ માપક્રમ)	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9
ઘનતા (ગ્રામ સેમી$^{-3}$) (293 K)	3.51 (હીરા માટે) 2.21 (ગ્રેફાઇટ માટે)	2.34	5.32	7.26	11.34
ગલનબિંદુ (K)	4373	1693	1218	505	600
ઉત્કલનબિંદુ (K)	–––	3550	3123	2896	2024
વિદ્યુતીય અવરોધ (ઓહ્મ સેમી)	10^{14}–10^{16}	50	50	10^{-5}	2×10^{-5}

(i) પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા : સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં, જેમ-જેમ પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે છે તેમ-તેમ વધે છે. પરંતુ સિલિકોનથી આગળ જતાં Ge, Sn, Pbની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનામાં d- અને f-કક્ષકો ગોઠવાયેલી હોવાથી બિનઅસરકારક સ્ક્રીનિંગ અસરના કારણે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યામાં ક્રમશઃ વધારો થાય છે.

(ii) આયનીકરણ એન્થાલ્પી : સમૂહ 14માં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં જેમ-જેમ પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધે છે, તેમ-તેમ આયનીકરણ-એન્થાલ્પીમાં થતાં ફેરફારનો ક્રમ **C > Si > Ge > Sn < Pb** છે. કાર્બનથી ટિન સુધી પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં, પરમાણ્વિય કદ વધે છે, અને તેથી આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે. પરંતુ લેડની આયનીકરણએન્થાલ્પી ઘટવાને બદલે વધે છે, કારણ કે તેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનામાં d અને f-બંને પ્રકારની કક્ષકો આવેલી હોય છે. તેથી તેની નિર્બળ સ્ક્રીનિંગ અસરથી બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણબળ વધે છે અને તેથી આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટે છે.

(iii) વિદ્યુતધનમયતા (ધાત્વિક ગુણધર્મ) : સમૂહ 14માં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોની વિદ્યુતધનમયતા વધે છે, તેથી કાર્બન સંપૂર્ણપણે અધાતુ તરીકે વર્તે છે. સિલિકોન કંઈક અંશે અધાતુ અને જર્મેનિયમ અર્ધધાતુ (ધાત્વિક લક્ષણ સ્પષ્ટપણે હોય છે.) જ્યારે ટિન તથા લેડ લાક્ષણિક ધાતુઓ છે. સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની વિદ્યુતધનમયતા ઓછી હોવાથી તેમાં ધાત્વિક ગુણધર્મ ઓછો માલૂમ પડે છે.

(iv) વિદ્યુતઋણતા : સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની વિદ્યુતઋણતા, સમૂહ 13નાં તત્ત્વો કરતાં વધુ છે. પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં, વિદ્યુતઋણતા ઘટે છે. કારણ કે પરમાણ્વિય કદમાં વધારો થાય છે. પરંતુ Siથી Pb સુધી તે લગભગ સરખી રહે છે.

(v) ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ : સમૂહ 13નાં તત્ત્વો કરતાં સમૂહ 14નાં તત્ત્વોનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુમાં ઘણો વધારો થાય છે, કારણ કે સમૂહ 14નાં તત્ત્વો ચાર સહસંયોજક બંધ બનાવે છે. તેથી પરમાણુઓ વચ્ચે મજબૂત જોડાણ હોવાથી ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ વધારે હોય છે. સમૂહ 14માં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળ ઘટે છે અને તેથી ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ પણ ઘટે છે.

(vi) ઘનતા : સમૂહ 14નાં તત્ત્વોમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં એટલે કે કાર્બનથી લેડ સુધી ઘનતામાં નિયમિત વધારો દર્શાવે છે, કારણ કે પરમાણ્વિય કદમાં થતા વધારા કરતાં પરમાણ્વિય ભારમાં થતા વધારાનું મૂલ્ય વધુ છે, તેથી ઘનતા વધે છે.

(vii) કેટેનેશન : સમૂહ 14નાં તત્ત્વો કેટેનેશનનો ગુણધર્મ દર્શાવે છે. આ ગુણધર્મનો ક્રમ **C > > Si > Ge ≈ Sn > > Pb છે,** કારણ કે કાર્બનનું કદ નાનું છે અને વિદ્યુતઋણતા વધારે છે. ઉપરાંત C–C બંધ ઊર્જા ખૂબ વધારે હોવાથી તેમાં કેટેનેશનનો ગુણધર્મ મહત્તમ દર્શાવે છે; જ્યારે Siમાં તેમાં નોંધપાત્ર ઘટાડો થાય છે.

(viii) અપરરૂપતા : સમૂહ 14નાં તત્ત્વો અપરરૂપો દર્શાવે છે. કાર્બનને અનેક અપરરૂપો છે. **હીરો અને ગ્રેફાઇટ અને ફુલેરિન** તેનાં સ્ફટિકમય અપરરૂપો છે. ટિન ને બે અપરરૂપો છે. **સફેદ ટિન અથવા β–ટિન** જે ઓરડાના તાપમાને સ્થાયી છે. **ભૂખરું ટિન અથવા α–ટિન,** જે અસ્થાયી છે તેને β–ટીનમાંથી 286 K તાપમાને મેળવી શકાય છે.

સફેદ ટિન (β – ટિન) $\xrightleftharpoons{286\ K}$ ભૂખરું ટિન (α – ટિન)

ઑક્સિડેશન અવસ્થાઓ તથા રાસાયણિક સક્રિયતાનું વલણ : સમૂહ 14નાં તત્ત્વોની બાહ્યતમ સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2\ np^2$ પ્રકારની હોવાથી, આ તત્ત્વોનો સામાન્ય ઑક્સિડેશન આંક +4 છે. જર્મેનિયમ, ટિન અને લેડમાં d અને f-પ્રકારની કક્ષકના કારણે નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર વધારે ને વધારે પ્રભાવી થતાં તેમાં +4 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સાથે +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થા પણ માલૂમ પડે છે અને +2 ઑક્સિડેશન અવસ્થાનું સ્થાયિત્વ નીચેના ક્રમમાં વધતું જાય છે. Ge < Sn < Pb. આમ, દ્વિસંયોજક સ્થિતિ લેડ માટે વધુ પ્રભાવી છે. રાસાયણિક સક્રિયતાનાં વલણો નીચે મુજબ છે :

(i) આ સમૂહમાં સાદાં M^{4+} આયનો જાણીતાં નથી.

(ii) આ સમૂહનાં કાર્બન સિવાયનાં તત્ત્વો 4થી વધુ સવર્ગાંક ધરાવતાં સંયોજનો બનાવે છે. દા.ત., $[SiF_5]^-$, $[SiF_6]^{2-}$, $[PbCl_6]^{2-}$ વગેરે.

(iii) દ્વિસંયોજક સ્થિતિમાં કાર્બન તથા સિલિકોનનાં MX_2 પ્રકારનાં સંયોજનો દુર્લભ છે (ભાગ્યેજ હોય છે). દ્વિસંયોજક સ્થિતિનો ચઢતો ક્રમ **Ge < Sn < Pb** છે.

(iv) કેટેનેશન વલણનો ઊતરતો ક્રમ **C >> Si > Ge ≈ Sn > Pb** છે.

(v) પોતાના જ પરમાણુ સાથે $p\pi$–$p\pi$ બંધ બનાવવાની ક્ષમતા તથા ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયઑક્સિજન જેવા અન્ય પરમાણુ સાથે આવા બંધ બનાવવાની ક્ષમતા કાર્બનથી લેડ તરફ જતાં ઘટતી જાય છે. કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ છે, પરંતુ સિલિકા ઘન છે.

(vi) સિલિકોન, જર્મેનિયમ, ટિન તથા લેડ MX_4 પ્રકારના ટેટ્રાહેલાઇડ બનાવે છે. આ બધાં ચતુષ્ફલકીય તથા સહસંયોજક બંધવાળાં સંયોજનો છે. હેલાઇડનું આયનીય લક્ષણ તથા ઉષ્મીય સ્થાયિતા જેમ હેલોજનનો પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતો જાય, તેમ ઘટે છે અને પાણી દ્વારા તે જળવિભાજન પામે છે. દા.ત.,

$$SiCl_4 + 4H_2O \rightarrow Si(OH)_4 + 4HCl$$

$$SnCl_4 + 2H_2O \rightarrow SnO_2 + 4HCl$$

જર્મેનિયમ, ટિન તથા લેડ પણ MX_2 પ્રકારના ડાયહેલાઇડ બનાવે છે. આ ડાયહેલાઇડની સ્થાયિતા નીચેના ક્રમમાં વધે છે.

$$CX_2 << SiX_2 << GeX_2 << SnX_2 < PbX_2$$

જેમ સમૂહમાં ઉપરથી નીચે ઊતરતા જઈએ તેમ દ્વિસંયોજક સ્થિતિ વધુ સ્થાયી બને છે. સંકેન્દ્રિત HClમાં ટિનને ઓગાળતાં $Sn(II)Cl_2$ મળે છે. આ દ્રાવણને ઠંડું પાડતાં $Sn(II)Cl_2$નું સ્ફટિકીકરણ $SnCl_2 \cdot 2H_2O$ સ્વરૂપે થાય છે. નિર્જલ $SnCl_2$ ઍસિડિક દ્રાવણમાં રિડક્શનકર્તા તરીકે વર્તે છે.

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2Fe^{2+}$$

દ્રાવ્ય લેડ ક્ષારમાં હેલાઇડ આયન ઉમેરતાં Pb(II) હેલાઇડ મળે છે.

$$Pb^{2+} + 2X^- \rightarrow PbX_2$$ (જ્યાં હેલાઇડ X = F, Cl, Br, I)

PbI_2 પીળા રંગનો છે. બાકીના હેલાઇડ રંગવિહીન છે. બધા જ હેલાઇડ પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય છે.

(vii) Si, Ge, Sn અને Pb એ MO_2 પ્રકારના ઑક્સાઇડ બનાવે છે. સિલિકામાં Si તથા O પરમાણુઓ સહસંયોજક બંધ દ્વારા અસીમિત ત્રિપરિમાણીય નેટવર્ક બનાવે છે. SiO_2માં પ્રત્યેક Si પરમાણુ તેના સહસંયોજક બંધ દ્વારા ચાર ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે જોડાયેલો હોય છે. SiO_2માંનો પ્રત્યેક Si પરમાણુ ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે ચતુષ્ફલકીય રીતે જોડાયેલા હોય છે.

સ્ફટિકમય સિલિકોન ડાયૉક્સાઇડ, **ક્વાર્ટ્ઝ, ક્રિસ્ટોબેલાઇટ** તથા **ટ્રાયડાયમાઇટ** ખનિજોમાં રહેલ છે. ક્વાર્ટ્ઝનો ઉપયોગ **દાબવૈદ્યુત સ્ફટિક** તરીકે, **સ્ફટિક આંદોલક** તરીકે અને **ટ્રાન્સડ્યુસરમાં** થાય છે. સોડિયમ સિલિકેટને ઍસિડિક બનાવીને સિલિકાજેલ મેળવવામાં આવે છે, જ્યારે આ જેલનું નિર્જલીકરણ કરવામાં આવે છે, ત્યારે મળતી સિલિકાજેલનો ઉપયોગ મોટા પાયા પર **ક્રોમેટોગ્રાફી** તથા અન્ય **પદાર્થોની સુકવણી માટે ભેજશોષક** તરીકે થાય છે.

GeO_2, SnO_2 તથા PbO_2 ઘન સંયોજનો છે તથા અનેક પ્રકારે રૂપાંતરિત હોય છે. **SiO_2 ઍસિડિક** છે. પરંતુ **GeO_2 અને SnO_2 ઉભયગુણી** છે. જ્યારે **PbO_2 બેઝિક** છે. Snને O_2 સાથે ગરમ કરતાં અથવા સંકેન્દ્રિત HNO_3 સાથે પ્રક્રિયા કરીને Sn(IV) ઑક્સાઇડ બનાવવામાં આવે છે. SnO_2નો ઉપયોગ પૉલિશ કરવા માટે (પૉલિશિંગ માટે) વપરાતા પાઉડર તરીકે તથા કાચ અને માટીનાં વાસણો બનાવવામાં થાય છે. PbO_2 બનાવવા માટે મંદ HNO_3 ની Pb_3O_4 સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે.

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

PbO_2 પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તા છે. ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા દ્વારા તેમાંથી O_2 છૂટો પડે છે. Sn તથા Pb બંને

MO પ્રકારના સ્થાયી ઑક્સાઇડ બનાવે છે. SnO મેળવવા માટે ટિન ઑક્ઝલેટને ગરમ કરવામાં આવે છે.

$$SnC_2O_4 \xrightarrow{\Delta} SnO + CO + CO_2$$

PbOનો રંગ તેની બનાવટની રીત ઉપર આધારિત રાતો, નારંગી અથવા પીળો હોય છે. લેડ(II) કાર્બોનેટને ગરમ કરી તે બનાવી શકાય છે. PbOને હવા સાથે પરાવર્તની (રિવરબેટરી) ભઠ્ઠીમાં 773 K તાપમાને ગરમ કરવાથી રાતો Pb_3O_4 મળે છે. તે $2(PbO) \cdot (PbO_2)$ નું સંયોગી મિશ્રણ છે.

કાર્બનના ગુણધર્મોની અનિયમિતતા : કાર્બન તત્ત્વ તેના સમૂહના અન્ય સભ્યો કરતાં જુદું પડે છે. કારણ કે કાર્બન પરમાણુનું કદ નાનું છે અને તેની વિદ્યુતઋણતા ઊંચી છે. કાર્બનની આયનીકરણ એન્થાલ્પી વધારે છે અને તેની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનામાં d-પ્રકારની કક્ષકનો અભાવ છે, તેથી તે નીચેના ગુણધર્મોમાં તેના સમૂહના અન્ય સભ્યોથી અલગ પડે છે :

(i) કાર્બન ફક્ત ચાર સહસંયોજક બંધ બનાવે છે જ્યારે અન્ય તત્ત્વોમાં d અથવા d અને f-કક્ષકો હોવાથી, તે વધુ સહસંયોજક બંધ (5 કે 6) બનાવી શકે છે.

(ii) કાર્બન બીજા કાર્બન પરમાણુ સાથે એકલબંધ ઉપરાંત દ્વિબંધ અને ત્રિબંધ રચી શકે છે. તેમજ કદમાં નાના અને ઊંચી વિદ્યુતઋણતા ધરાવતા અન્ય પરમાણુ જેવા કે O, N અને S સાથે C = O, C = S, C = N, C ≡ N સાથે pπ–pπ બંધ રચે છે. જો અન્ય તત્ત્વોની પરમાણ્વિય કક્ષકોનાં કદ ઘણાં મોટાં હોય, તો તેમાં pπ–pπ કક્ષક સંમિશ્રણ અસરકારક હોતાં નથી.

(iii) કાર્બનમાં કાર્બન-કાર્બન એકલબંધ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય (348 કિજૂલ મોલ$^{-1}$) વધુ હોવાથી કેટેનેશનનું વલણ મહત્તમ છે, તેથી તેમાં સરળ શૃંખલા તેમજ ચક્રીય રચના ધરાવતાં અસંખ્ય કાર્બનિક સંયોજનો બને છે, જ્યારે અન્ય તત્ત્વોમાં આ વલણ ઘટતું જાય છે.

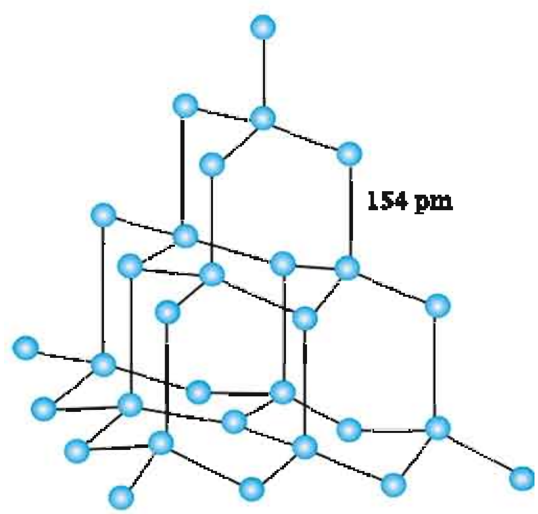
(iv) કાર્બન ફક્ત pπ–pπ પ્રકારનાં બંધ બનાવે છે, જ્યારે અન્ય તત્ત્વો pπ–pπ ઉપરાંત dπ–pπ પ્રકારના બંધ બનાવે છે.

5.6 કાર્બન કેટેનેશન (Carbon Catenation)

એક કાર્બન પરમાણુ બીજા કાર્બન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાઈને કાર્બનની શૃંખલા કે ચક્રીય રચનામાં જોડાવાના વલણને કેટેનેશન કહે છે. કાર્બન પરમાણુનાં નાનાં કદ અને ઊંચી વિદ્યુતઋણતાના કારણે આ વલણ માલૂમ પડે છે. કેટેનેશનનો આધાર બે કાર્બન પરમાણુ વચ્ચે રચાતા સહસંયોજક બંધની એન્થાલ્પી પર છે. જેમ બંધ એન્થાલ્પી વધુ તેમ કેટેનેશનનું વલણ વધુ થાય છે. C – C બંધ ઊર્જા 348 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, જે તેના સમૂહમાં આવેલા તત્ત્વોની બંધ ઊર્જા કરતાં મહત્તમ હોવાથી, કાર્બન સરળ શૃંખલા તેમજ ચક્રીય રચના ધરાવતાં અસંખ્ય સંયોજનો બનાવે છે. કેટેનેશન અને pπ–pπ બંધ નિર્માણના કારણે કાર્બનમાં વિવિધ અપરરૂપો જોવા મળે છે.

અપરરૂપો : કાર્બનમાં કેટેનેશન અને pπ–pπ બંધનિર્માણને કારણે તેનાં અનેક અપરરૂપો જોવા મળે છે. હીરો અને ગ્રૅફાઇટ બંને સ્ફટિકમય રૂપો છે. 1985માં વૈજ્ઞાનિકો એચ. ડબલ્યુ ક્રોટો, ઈ. સ્મેલી અને આર. એફ. કુર્લ (H. W. Kroto, E. Smalley and R. F. Curl)એ ત્રીજા સ્ફટિકમય અપરરૂપ ફુલેરિનની શોધ કરી. કાર્બનનાં અસ્ફટિકમય અપરરૂપો કોલસો, વનસ્પતિજ કોલસો, પ્રાણિજ કોલસો, મેશ, કોક, ગૅસ કાર્બન વગેરે છે. સ્ફટિકમય અપરરૂપોનાં બંધારણ અને ગુણધર્મો નીચે મુજબ છે :

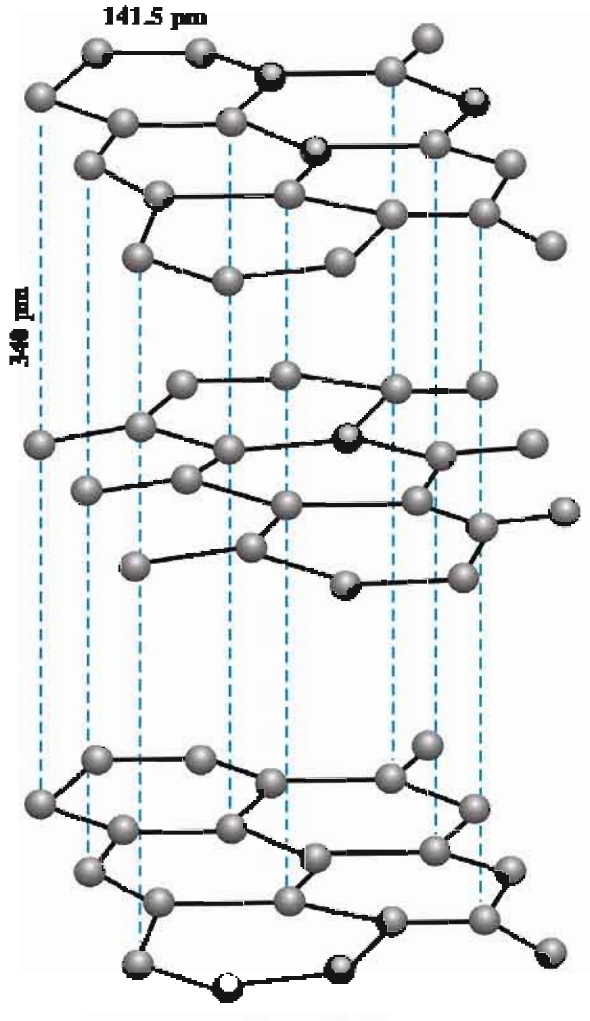
(i) હીરો : કાર્બન પરમાણુમાં sp^3 સંકરણ થતાં તે બીજા ચાર કાર્બન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક એકલબંધથી જોડાય છે. આકૃતિ 5.4માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે જોડાતા ચાર કાર્બન પરમાણુઓ સમચતુષ્ફલકના ચાર ખૂણા તરફ ગોઠવાયેલા હોય છે. દરેક કાર્બન પરમાણુમાં sp^3 સંકરણ થતાં તે બીજા ચાર કાર્બન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક એકલબંધથી જોડાતાં તેની ત્રિપરમાણ્વિય જાળીદાર રચના બને છે. બે કાર્બન પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર **154 pm** છે. બધા જ કાર્બન પરમાણુ એકબીજા સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા હોવાથી આ બંધ ખૂબ જ મજબૂત હોવાના કારણે, હીરો ઘણો જ કઠણ ઘન પદાર્થ છે.



આકૃતિ 5.4 હીરો

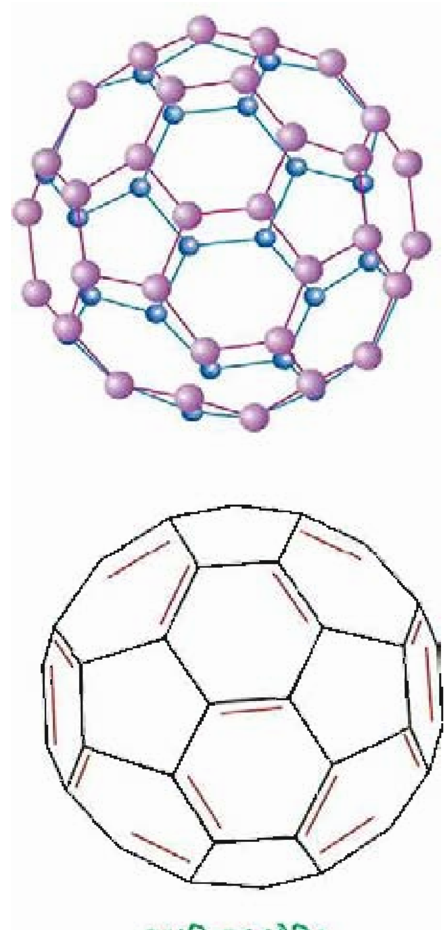
(ii) ગ્રૅફાઇટ : કાર્બન પરમાણુમાં sp^2 સંકરણ થતાં તે બીજા ત્રણ કાર્બન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી

જોડાય છે. પરિણામે ષટ્કોણીય સ્તરીય રચના આકૃતિ 5.5 માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે બને છે. તેમાં બે કાર્બન પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર 141.5 pm જેટલું હોય છે અને બે સ્તર વચ્ચે નિર્બળ વાન્ ડર વાલ્સનાં આકર્ષણબળ અસ્તિત્વ ધરાવે છે. તેથી બે સ્તર વચ્ચેનું અંતર 340 pm જેટલું હોય છે. આ બે સ્તર વચ્ચેના અંતરમાં સંજોગો મુજબ નજીવો ફેરફાર થાય છે. નિર્બળ વાન્ ડર વાલ્સના બળને કારણે ગ્રેફાઇટ મૃદુ છે.



આકૃતિ 5.5 ગ્રેફાઇટ

(iii) ફુલેરિન : કાર્બનનું સ્ફટિકમય સ્વરૂપ જે છિદ્રાળુ પિંજર જેવા અણુનું બનેલું છે, તે C_{2n} બંધારણ ધરાવે છે. તેના બે અગત્યના સભ્યો C_{60} અને C_{70} પરમાણુસંખ્યા ધરાવે છે. શરૂઆતમાં લેસરના ઉપયોગ વડે ગ્રેફાઇટનું બાષ્પીભવન કરી સ્ફટિકમય ફુલેરિન બનાવવામાં આવ્યું હતું, પણ હાલમાં વિદ્યુતચાપની હાજરીમાં અને હિલિયમ કે ઓર્ગોન દ્વારા નિષ્ક્રિય વાતાવરણમાં ગ્રેફાઇટને ગરમ કરતાં મળતા ધુમાડાયુક્ત પદાર્થનું સંઘનન કરવાથી મુખ્યત્વે C_{60} અને થોડા પ્રમાણમાં C_{70} તથા અલ્પમાત્રામાં બેકી નંબર ધરાવતા 350 કે તેથી વધુ કાર્બન પરમાણુ ધરાવતા બીજા ફુલેરિન મળે છે. આકૃતિ 5.6માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે C_{60} અણુનો આકાર **સોકર બૉલ** (Soccer ball) જેવો છે. તેને બક મિનસ્ટર (Buck minster) ફુલેરિન પણ કહે છે. ફુલેરિનનો આકાર ફૂટબૉલના આકારને મળતો આવે છે. ફુલેરિનના આ વિશિષ્ટ આકારને **બકી બૉલ (Bucky ball)** પણ કહે છે. તેમાં પાંચ કાર્બન પરમાણુવાળાં બાર વલયો તથા છ કાર્બન પરમાણુવાળાં વીસ વલયો હોય છે. છ કાર્બનયુક્ત વલય રચના બંને પ્રકારની વલય રચના સાથે જોડાયેલી હોય છે. જ્યારે પાંચ



આકૃતિ 5.6 ફુલેરિન

કાર્બનયુક્ત વલયરચના માત્ર છ કાર્બનયુક્ત વલયરચના સાથે જ જોડાયેલી હોય છે. ફુલેરિનમાં આવેલા બધા જ કાર્બન પરમાણુઓ સમતુલ્ય હોય છે અને તેમાં **sp^2 સંકરણ** થાય છે. દરેક કાર્બન બીજા ત્રણ કાર્બન પરમાણુ સાથે σ–બંધથી જોડાય છે અને બાકી રહેલ ઇલેક્ટ્રોન π–બંધ બનાવે છે. આ π–બંધના ઇલેક્ટ્રોન તેની આણ્વિય કક્ષકરચનામાં વિસ્થાનીકૃત થતાં ફુલેરિનમાં એરોમેટિક ગુણધર્મ જોવા મળે છે. ફુલેરિનમાં કાર્બન-કાર્બન એકલબંધ અને દ્વિબંધનું મૂલ્ય અનુક્રમે 143.5 pm અને 138.3 pm છે. **C_{60} અને C_{70} ફુલેરિન ટોલ્યુઇન દ્રાવકમાં દ્રાવ્ય થઈ**

અનુક્રમે જાંબલી અને નારંગી લાલ રંગનાં દ્રાવણો આપે છે. ફુલેરિન કાર્બનનું શુદ્ધ સ્વરૂપ છે, કારણ કે તેના બંધારણમાં ઝૂલતા બંધ (Dangling bond) ન હોવાથી તે લીસું (smooth) બંધારણ ધરાવે છે.

કાર્બનના ભૌતિક ગુણધર્મો :

(i) કાર્બનનાં અનેક અપરરૂપો છે. તેમાંથી હીરો, ગ્રેફાઇટ અને ફુલેરિન સ્ફટિકમય અપરરૂપો છે અને વિવિધ પ્રકારનાં કોલસા, કોક, ગેસ, કાર્બન તેનાં અસ્ફટિકમય અપરરૂપો છે.

(ii) હીરો કઠણ છે, જ્યારે ગ્રેફાઇટ મૃદુ છે.

(iii) હીરો વિદ્યુતનો અવાહક છે, જ્યારે ગ્રેફાઇટ સુવાહક છે.

(iv) ફુલેરિન કાર્બનનું સંશ્લેષિત સ્ફટિકમય સ્વરૂપ છે. તે પિંજરમય બંધારણ ધરાવે છે.

(v) હીરો અને ગ્રેફાઇટ જાળીદાર બંધારણ ધરાવે છે, જ્યારે ફુલેરિન આણ્વિય બંધારણ ધરાવે છે.

(vi) હીરો અને ગ્રેફાઇટ પ્રવાહી દ્રાવકમાં અદ્રાવ્ય છે, જ્યારે ફુલેરિન યોગ્ય કાર્બનિક પ્રવાહી દ્રાવક (બેન્ઝિન)માં દ્રાવ્ય છે.

(vii) ચારકોલ છિદ્રાળુ હોવાથી અધિશોષણનો ગુણધર્મ ધરાવે છે.

રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) :

(i) કાર્બનનાં બધાં જ અપરરૂપો હવા અથવા O_2 સાથે દહન પ્રક્રિયા કરી CO અથવા CO_2 બનાવે છે. જો O_2નું પ્રમાણ મર્યાદિત હોય, તો CO બનાવે છે. અને O_2નું પ્રમાણ વધારે હોય, તો CO_2 બનાવે છે. આ દહન પ્રક્રિયાઓ ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ છે.

$$2C + O_2 \rightarrow 2CO + \text{ઊર્જા}$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + \text{ઊર્જા}$$

(ii) **રિડક્શનનો ગુણધર્મ :** કાર્બન પ્રબળ રિડક્શનકર્તા છે. તે ઘણા બધા ધાત્વિક ઑક્સાઇડમાંથી રિડક્શન કરીને અનુવર્તી ધાતુ બનાવે છે. રિડક્શન-પ્રક્રિયા દરમિયાન ધાતુ સલ્ફેટમાંથી સલ્ફાઇડ છૂટો પડે છે.

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

$$PbO + C \rightarrow Pb + CO$$

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$

$$BaSO_4 + 4C \rightarrow BaS + 4CO$$

$$PbSO_4 + 4C \rightarrow PbS + 4CO$$

ગરમ લાલ થયેલ કોક ઉપરથી પાણીની વરાળ પસાર કરતાં H_2 વાયુમુક્ત થાય છે.

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2$$

(iii) **અન્ય તત્ત્વો સાથે પ્રક્રિયા :** ગરમ લાલ થયેલા કાર્બન પરથી સલ્ફરની વરાળ પસાર કરતાં CS_2 બને છે.

$$C + 2S \rightarrow CS_2 \quad \text{(કાર્બન ડાયસલ્ફાઇડ)}$$

કાર્બનના ધ્રુવો વચ્ચે વિદ્યુત ચાપ લગાડી સ્પાર્ક કરતાં H_2ની હાજરીમાં એસિટિલીન બને છે.

$$2C + H_2 \xrightarrow{\text{વિદ્યુત ચાપ}} C_2H_2 \quad \text{(એસિટિલીન)}$$

બેરિલિયમ સાથે કાર્બનને ગરમ કરતાં બેરિલિયમ કાર્બાઇડ બનાવે છે.

$$2Be + C \rightarrow Be_2C \quad \text{(બેરેલિયમ કાર્બાઇડ)}$$

(iv) **ઍસિડ સાથે પ્રક્રિયા :** ચારકોલને ગરમ મંદ HNO_3માં ધીમે ધીમે ઓગાળવાથી બદામી રંગનો પદાર્થ મળે છે. તેને કૃત્રિમ ટેનિન કહે છે, જ્યારે કાર્બનની સાંદ્ર HNO_3 સાથે પ્રક્રિયા થતાં ઑક્સિડેશન થઈ CO_2 બને છે.

$$C + 4HNO_3 \rightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

કાર્બનની ગરમ અને સાંદ્ર H_2SO_4 સાથે પ્રક્રિયા થતાં કાર્બનનું ઑક્સિડેશન થઈ CO_2 અને H_2SO_4નું રિડક્શન થઈ SO_2 બને છે અને થોડા પ્રમાણમાં મેલિટિક ઍસિડ (બેન્ઝિન હેક્ઝાકાર્બોક્સિલિક ઍસિડ) પણ મળે છે.

$$C + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + SO_2 + 2H_2O$$

$$12C + 9H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{મેલિટિક ઍસિડ}}{C_6(COOH)_6} + 6H_2O + 9SO_2$$

કાર્બનનાં કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનોના ઉપયોગ (Uses of Some Important Compounds of Carbon) :

(1) કાર્બનના હેલાઇડ : કાર્બનની હેલોજન સાથેની પ્રક્રિયાથી ટેટ્રાહેલાઇડ બનાવે છે. CF_4 વાયુ, CCl_4 પ્રવાહી જ્યારે CBr_4 અને CI_4 ઘન છે. તેની સ્થિરતાનો ક્રમ $CF_4 > CCl_4 > CBr_4 > CI_4$ છે.

ઉપયોગ :

(i) CCl_4નો ઉપયોગ દ્રાવક તરીકે તેમજ **અગ્નિશામક** તરીકે થાય છે.

(ii) CF_2Cl_2 જે **ફ્રિયોન** તરીકે ઓળખાય છે અને તેનો ઉપયોગ રેફ્રિજિરેટરમાં શીતક તરીકે થતો હતો.

(iii) CCl_4નો ઉપયોગ ઔષધ તરીકે આંતરડાંમાં થતા કૃમિ અટકાવવા માટે થાય છે.

(2) કાર્બન ડાયસલ્ફાઇડ (CS_2) :

ઉપયોગ :

(i) વિસ્કોસ રેસા (Viscose Yarn)ના ઉત્પાદનમાં ઉપયોગી છે.

(ii) સડી ગયેલાં અનાજનો સડો દૂર કરવા, જંતુનાશક તરીકે ઉપયોગી છે.

(iii) રબરની વલ્કેનાઇઝેશન-પ્રક્રિયા માટે ઉપયોગી છે.

(iv) દીવાસળી અને રંગના ઉત્પાદનમાં દ્રાવક તરીકે ઉપયોગી છે.

(v) CCl_4ના ઉત્પાદન માટે ઉપયોગી છે.

(3) કાર્બાઇડ સંયોજનો : કાર્બનનાં તેના કરતાં વધુ વિદ્યુતધનમયતા ધરાવતાં તત્ત્વો સાથેનાં સંયોજનોને કાર્બાઇડ સંયોજનો કહે છે. દા.ત., SiC, Fe_3C, CaC_2, WC, Al_4C_3, Be_2C વગેરે.

ઉપયોગ :

(i) SiC જે **કાર્બોરેન્ડમ** તરીકે ઓળખાય છે. તે સખત હોવાથી **અપઘર્ષક** (Abbrasive) એટલે કે ધાતુના બનેલા ઓજારની ધાર કાઢવા માટે અને દળવા માટે ઘંટીઓમાં તેમજ **ઉચ્ચ તાપસહ** (Refractory) તરીકે વપરાય છે.

(ii) WCનો ઉપયોગ હથિયાર કે ઓજારની બનાવટમાં અને સિક્કા વગેરેની બનાવટનાં બીબાં બનાવવામાં થાય છે.

(iii) CaC_2નો ઉપયોગ એસિટિલીન વાયુની બનાવટમાં થાય છે અને એસિટિલીનનો ઉપયોગ **ઝારણકામ** (વેલ્ડિંગ)માં અને સંખ્યાબંધ કાર્બનિક સંયોજનો જેવાં કે ઇથાઇલ આલ્કોહૉલ અને એસિટિક એસિડના ઉત્પાદનમાં થાય છે.

(iv) Be_2C ઘણો કઠણ (સખત) પદાર્થ છે. તેનો ઉપયોગ રેડિયોસક્રિય વિકિરણોને અટકાવવા માટે આવરણપડ તરીકે થાય છે.

(4) કાર્બનના ઑક્સાઇડ : કાર્બનનું હવામાં અથવા O_2 સાથે દહન થવાથી કાર્બન મોનૉક્સાઇડ (CO) અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ (CO_2) બને છે.

(i) કાર્બન મોનૉક્સાઇડ (CO) :

બનાવટ :

(1) કાર્બન કે કાર્બન ધરાવતાં સંયોજનોનું મર્યાદિત જથ્થામાં ઑક્સિજન સાથે દહન કરતાં CO મળે છે.

$$C + \frac{1}{2}O_2 \xrightarrow{\Delta} CO$$

પેટ્રોલ કે ડીઝલનું અપૂરતું દહન થવાથી CO ઉત્પન્ન થાય છે.

(2) ભારે ધાતુના ઑક્સાઇડનું કાર્બન દ્વારા રિડક્શન થતાં CO બને છે.

$$ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

$$Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$$

(3) પ્રયોગશાળામાં કે નાના પાયે શુદ્ધ COના ઉત્પાદન માટે ફૉર્મિક ઍસિડ (HCOOH)ને સાંદ્ર H_2SO_4 સાથે 373 K થી 413 K તાપમાને ગરમ કરતાં CO મળે છે. અહીં સાંદ્ર H_2SO_4નું કાર્ય નિર્જળીકરણકર્તાનું છે.

$$HCOOH \xrightarrow[\text{સાંદ્ર } H_2SO_4]{373\,K - 413\,K} CO + H_2O$$

(4) ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે COના ઉત્પાદન માટે ગરમ કોક પરથી પાણીની વરાળ 473 Kથી 1273 K તાપમાને પસાર કરતાં CO અને H_2નું મિશ્રણ મળે છે. તે જળવાયુ અથવા સંશ્લેષિત વાયુ તરીકે જાણીતું છે.

$$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \xrightarrow{473\,K - 1273\,K} \underbrace{CO + H_2}_{\text{જળવાયુ}}$$

પાણીની વરાળને બદલે હવા વાપરવાથી CO અને N_2નું મિશ્રણ મળે છે, જે ઉત્પાદક વાયુ તરીકે જાણીતું છે.

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} + 4N_{2(g)} \xrightarrow{1273\,K} \underbrace{2CO_{(g)} + 4N_{2(g)}}_{\text{ઉત્પાદક વાયુ}}$$

ગુણધર્મો :

(i) કાર્બન મોનૉક્સાઇડ રંગવિહીન, વાસવિહીન અને પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય વાયુ છે.

(ii) સ્વભાવે ઘણો ઝેરી છે. લોહીમાં રહેલા હિમોગ્લોબીન સાથે પ્રક્રિયા કરી સ્થાયી સંકીર્ણ (લગભગ 300 ગણો સ્થાયી) બનાવી, લોહીની O_2ના વહનની ક્ષમતા અટકાવી દે છે, તેથી તે જીવલેણ નીવડે છે.

(iii) COના દહનથી આછા ભૂરા રંગની જ્યોત મળે છે.

$$CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + \text{ઉષ્મા}$$

(iv) રિડક્શનનો ગુણધર્મ : CO ઘણી ધાતુઓના ઑક્સાઇડ સાથે રિડક્શન-પ્રક્રિયા કરી, તેની અનુવર્તી ધાતુ બનાવે છે. દા.ત.,

$$ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$$

$$CuO + CO \rightarrow Cu + CO_2$$

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

(v) ધાતુ કાર્બોનિલ બનાવવાનો ગુણધર્મ : Ni, Fe, Co વગેરે જેવી સંક્રાન્તિ ધાતુઓ સાથે CO લિગાન્ડ તરીકે જોડાઈને ધાતુ કાર્બોનિલ સંકીર્ણ સંયોજનો બનાવે છે. દા.ત.,

$$Ni + 4CO \xrightarrow{333\ K - 343\ K} \underset{\text{નિકલ ટેટ્રાકાર્બોનિલ}}{[Ni(CO)_4]}$$

$$Fe + 5CO \rightarrow \underset{\text{આયર્ન પેન્ટાકાર્બોનિલ}}{[Fe(CO)_5]}$$

ઉપયોગ :

(i) કેટલીક ધાતુના ઑક્સાઇડમાંથી ધાતુના નિષ્કર્ષણ માટે CO ઉપયોગી છે. જેમ કે, વાતભઠ્ઠીમાં

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

(ii) અશુદ્ધ નિકલમાંથી શુદ્ધ નિકલ ધાતુ મેળવવા માટેની **મોન્ડ કાર્બોનિલ પદ્ધતિ (Mond's Carbonyl Process)**માં ટેટ્રાકાર્બોનિલ નિકલ બનાવવા કાર્બન મોનોક્સાઇડ ઉપયોગી છે.

$$Ni_{(s)} + 4CO_{(g)} \xrightarrow{\Delta} Ni(CO)_{4(g)}$$

(iii) ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે કાર્બન મોનોક્સાઇડનો ઉપયોગ જળવાયુ કે ઉત્પાદક વાયુ સ્વરૂપે બળતણ તરીકે થાય છે.

(iv) મિથાઇલ આલ્કોહોલ અને ફૉર્મિક ઍસિડના ઉત્પાદનમાં ઉપયોગી છે.

(v) ટેપરેકર્ડરમાં વપરાતી **મૅગ્નેટિક ટેપ** (આયર્ન કાર્બોનિલ)ની બનાવટમાં ઉપયોગી છે.

(ii) કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ (CO_2) :

બનાવટ :

(i) કાર્બન, મિથેન જેવા હાઇડ્રોકાર્બન કે કાર્બન મોનોક્સાઇડનું વધારે પ્રમાણમાં હવા દ્વારા દહન કરવાથી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ બને છે.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$$

(ii) પ્રયોગશાળામાં $CaCO_3$ની મંદ HCl સાથે પ્રક્રિયા થતાં CO_2 મળે છે.

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

(iii) ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે લાઈમના ઉત્પાદનમાં અને ઈથાઈલ આલ્કોહોલના ઉત્પાદનમાં ઉપપેદાશ તરીકે CO_2 મળે છે.

$$CaCO_3 \xrightarrow[1600k]{\Delta} \underset{\text{લાઇમ (ચૂનો)}}{CaO} + CO_2$$

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[\text{ઉત્સેચક}]{\text{ઝાયમેઝ}} \underset{\text{ઇથાઇલ આલ્કોહોલ}}{2C_2H_5OH} + 2CO_2$$

ગુણધર્મ :

(i) CO_2 રંગવિહીન, સ્વાદવિહીન અને હવા કરતાં 1.5 ગણો ભારે વાયુ છે.

(ii) તે ઝેરી નથી પરંતુ માનવજીવન અને પ્રાણીજીવન માટે મદદરૂપ પણ નથી. તેની વિશેષ હાજરીમાં તેઓ મૃત્યુ પામે છે, કારણ કે O_2 વાયુની ઊણપ વર્તાય છે.

(iii) ઓરડાના તાપમાને અને 50-60 વાતાવરણ દબાણે CO_2 વાયુનું પ્રવાહીકરણ થાય છે અને પ્રવાહી CO_2નું ઝડપથી બાષ્પીભવન કરતાં એટલે કે તેનું ઝડપથી પ્રસરણ થતાં તે ઘન CO_2માં ફેરવાય છે, જેને સૂકો બરફ કહે છે.

(iv) CO_2 વાયુ દહનપોષક અથવા દહનશીલ નથી, પરંતુ કેટલીક સક્રિય ધાતુઓ જેવી કે Na, K, Mg વગેરેનું દહન CO_2 વાયુની હાજરીમાં ચાલુ રહે છે.

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

(v) CO_2 વાયુ ભૂરા લિટમસપત્રને લાલ બનાવે છે. તે સ્વભાવે ઍસિડિક છે.

(vi) પાણીમાં તેની દ્રાવ્યતા ઓછી છે, પરંતુ જ્યારે પાણીમાં દ્રાવ્ય થાય છે, ત્યારે **કાર્બોનિક ઍસિડ (સોડાવૉટર H_2CO_3)** બનાવે છે. જે દ્વિબેઝિક ઍસિડ છે. તેનું બે તબક્કામાં વિયોજન થાય છે.

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$$

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$$

(vii) ચૂનાના નીતર્યાં પાણીમાં CO_2 વાયુ પસાર કરતાં અદ્રાવ્ય કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ બને છે, તેથી દ્રાવણ દૂધિયું બને છે અને અધિક કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ પસાર કરતાં દ્રાવ્ય કેલ્શિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ (કેલ્શિયમ બાયકાર્બોનેટ) બનવાના કારણે દૂધિયો રંગ દૂર થાય છે.

$$\underset{\text{ચૂનાનું નીતર્યું પાણી}}{Ca(OH)_2} + CO_2 \rightarrow \underset{\text{અદ્રાવ્ય}}{CaCO_3} + H_2O$$

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow \underset{\text{કેલ્શિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ}}{Ca(HCO_3)_2}$$

(viii) સૂર્યપ્રકાશની અને લીલી વનસ્પતિમાં રહેલ ક્લોરોફિલની હાજરીમાં CO_2 વાયુની H_2O સાથે પ્રક્રિયા થઈ ગ્લુકોઝ બને છે. આ પ્રક્રિયાને પ્રકાશસંશ્લેષણ કહે છે.

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow[\text{ક્લોરોફિલની હાજરીમાં}]{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

ઉપયોગો :

(i) ઘન CO_2 અને ઈથરના મિશ્રણથી 165 K જેટલું નીચું તાપમાન પ્રાપ્ત થતું હોવાથી અન્ય વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે ઉપયોગી છે. ઝડપથી બગડતી ખાદ્યસામગ્રીઓને સાચવવા માટે કોલ્ડ સ્ટોરેજમાં શીતક તરીકે વપરાય છે.

(ii) દહનપોષક કે દહનશીલ ન હોવાથી અગ્નિશામક તરીકે ઉપયોગી છે.

(iii) સોડાવૉટર અને ઠંડાં પીણાંની બનાવટમાં CO_2 વાયુ વપરાય છે.

(iv) ધોવાના સોડા (Na_2CO_3)ના ઉત્પાદનમાં (સૉલ્વે પદ્ધતિ) CO_2 વાયુ વપરાય છે.

(v) દાઝેલાની સારવાર અને ચામડી ઉપર થયેલા ઉઝરડા માટે કરવી પડતી વાઢકાપ માટે દવાખાનામાં સૂકો બરફ વપરાય છે.

(vi) CO ની ઝેરી અસરનો ભોગ બનેલા દરદીને કૃત્રિમ શ્વાસોચ્છ્વાસની પ્રક્રિયા માટે **કાર્બોજન (Carbogen) (95% O_2 + 5% CO_2)** ઉપયોગી છે.

(vii) ખાંડના ઉત્પાદનમાં શેરડીના રસને શુદ્ધ કરવા CO_2 વપરાય છે.

(viii) લીલી વનસ્પતિ પ્રકાશસંશ્લેષણ પ્રક્રિયામાં CO_2 વાપરે છે.

(ix) લોહીનો pH (7.26 થી 7.42) નિયંત્રિત રાખવા માટે કાર્બોનિક ઍસિડની **બફરપ્રણાલી (H_2CO_3 + HCO_3^-)**માં CO_2 ઉપયોગી છે.

(x) યુરિયા જેવા ખાતરના ઉત્પાદનમાં મોટા જથ્થામાં CO_2 વપરાય છે.

5.7 સિલિકોનનાં અગત્યનાં સંયોજનો (Important Compounds of Silicon)

(1) સિલિકોન હાઇડ્રાઇડ : સિલિકોનના સામાન્ય હાઇડ્રાઇડનું સામાન્ય-સૂત્ર **Si_nH_{2n+2}** છે. સિલિકોન-સિલિકોન બંધ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય 297 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ હોવાથી તેમાં કેટેનેશનનો ગુણધર્મ જોવા મળે છે, તેથી તે **Si_nH_{2n+2}** જ્યાં, n = 1 થી 8 સુધીનાં મર્યાદિત હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવે છે. આ **સંયોજનો સિલેન (Silane) પણ કહેવાય છે.** કાર્બનના હાઇડ્રાઇડ કરતાં સિલેનની સ્થિરતા ઓછી છે, તેથી તેની રિડક્શન કરવાની શક્તિ વધુ હોય છે.

(2) સિલિકોન ડાયૉક્સાઇડ (સિલિકા) SiO_2 : સિલિકા ત્રિપરમાણીય રચના ધરાવતો ઘન પદાર્થ છે. એક સિલિકોન પરમાણુ ચાર ઑક્સિજન-પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાઈને ચતુષ્ફલકીય આકારમાં ગોઠવાય છે અને પ્રત્યેક ઑક્સિજન પરમાણુ બે સિલિકોન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધથી જોડાય છે. આમ, SiO_2 સ્વતંત્ર એક અણુ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવતો નથી, પરંતુ અસંખ્ય પરમાણુઓની ગોઠવણીથી વિરાટ સ્ફટિક રચાય છે. શુદ્ધ સિલિકાનાં બાવીસ કરતાં વધુ વિવિધ સ્વરૂપો જાણીતાં છે. તેમાં કેટલાંક સ્ફટિકમય છે, જેવાં કે ક્વાર્ટ્ઝ, ટ્રાયડાયમાઇટ, ક્રિસ્ટોબેલાઇટ વગેરે. જ્યારે સિલિકાજેલ અને કેસેલગુર (Kieselguhr) અસ્ફટિકમય સ્વરૂપો છે. SiO_2 ઍસિડિક હોવાથી પિગલિત આલ્કલી કે આલ્કલી કાર્બોનેટમાં દ્રાવ્ય થઈ સિલિકેટ સંયોજનો બનાવે છે.

SiO_2 ઊંચા તાપમાને NaOH સાથે પ્રક્રિયા કરી Na_2SiO_3 બનાવે છે.

$$SiO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

HF સાથે SiO_2ની પ્રક્રિયા થતાં SiF_4 બને છે.

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

SiO_2 હેલોજન સાથે (ફક્ત F_2)પ્રક્રિયા કરી SiF_4 બનાવી O_2 મુક્ત કરે છે.

$$SiO_2 + 2F_2 \rightarrow SiF_4 + O_2$$

સિલિકાના ઉપયોગ :

(i) તેનો ઉપયોગ **દાબ વૈદ્યુતસ્ફટિક (Piezo eletrical crystal)** તરીકે તથા **સ્ફટિક-આંદોલક (Crystal oscillators)** અને **ટ્રાન્સડ્યુસર (Transducer)** તરીકે થાય છે.

(ii) પ્રયોગશાળામાં વપરાતાં કાચનાં સાધનો બનાવવા તથા પ્રકાશીય ઉપકરણો જેવાં કે લેન્સ અને પ્રિઝમ બનાવવામાં થાય છે.

(iii) પારજાંબલી સ્પેક્ટ્રોફોટોમીટરના સેમ્પલ કોષમાં વપરાય છે.

(iv) સિલિકાજેલ સ્વરૂપે સુક્વણીકારક (ભેજશોષક) પદાર્થ તરીકે તેમજ ક્રોમેટોગ્રાફી માટેના અધિશોષક પદાર્થ માટે ઉપયોગી છે.

(v) ઉદ્દીપક તરીકે ઉપયોગી છે.

(vi) પાણીની શુદ્ધીકરણ યોજનામાં (Filteration plants) કૈસેલગુર સ્વરૂપે વપરાય છે.

(3) સિલિકોન ટેટ્રાક્લોરાઈડ ($SiCl_4$) :

સિલિકોનની ક્લોરિન સાથેની પ્રક્રિયાથી $SiCl_4$ મળે છે.

$$Si + 2Cl_2 \xrightarrow{\Delta} SiCl_4$$

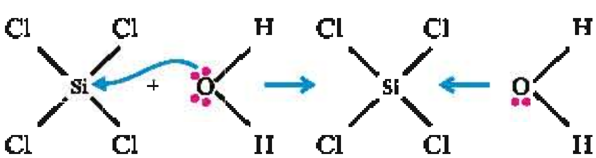
સિલિકોન ટેટ્રાક્લોરાઈડમાં આવેલા Siમાં sp^3-સંકરણ થતું હોવાથી તેનો આકાર સમચતુષ્ફલકીય છે અને ક્લોરિન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધ બનાવે છે.

$SiCl_4$નું જળવિભાજન થતાં સિલિસિક ઍસિડ (H_4SiO_4) મળે છે.

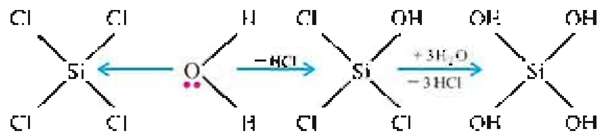
$$SiCl_4 + 4H_2O \rightarrow \underset{\text{સિલિસિક ઍસિડ}}{Si(OH)_4} + 4HCl$$

$SiCl_4$ની જળવિભાજનની પ્રક્રિયાની કાર્યપ્રણાલીના બે તબક્કા નીચે પ્રમાણે છે :

(i) પ્રથમ તબક્કામાં $SiCl_4$માં આવેલા સિલિકોન પરમાણુની d-પ્રકારની ખાલી કક્ષકમાં H_2O અણુનો ઑક્સિજન પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મનું દાન કરી સવર્ગ સહસંયોજક બંધ બનાવે છે.



(ii) બીજા તબક્કામાં HCl અણુ દૂર થતાં $SiCl_4$ના ક્લોરિન પરમાણુનું વિસ્થાપન –OH સમૂહ દ્વારા થાય છે. આ રીતે ક્રમશઃ ચાર –Cl પરમાણુનું વિસ્થાપન કરતાં છેવટે સિલિસિક ઍસિડ મળે છે.



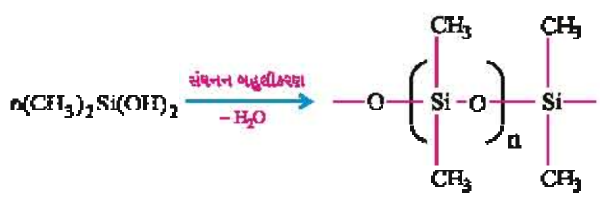
સિલિસિક ઍસિડ

સિલિકોન્સ : સિલિકોન્સ એ સાંશ્લેષિત પદાર્થ છે. તેમાં Si – O – Si બંધરચના હોય છે. આ સંયોજનો બહુલક પદાર્થો છે. તેમાં R_2SiO એકમ પુનરાવર્તિત થાય છે. તેનું **સામાન્ય સૂત્ર $(R_2SiO)_n$** છે. જ્યાં, R = આલ્કાઇલ અથવા ઍરાઇલ સમૂહ છે. તેનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર R_2SiO જે કાર્બનિક સંયોજનો કિટોન (R_2CO) જેવું હોવાથી તેને **સિલિકોન્સ (Silicones)** કહે છે.

બનાવટ : CH_3Clની સિલિકોન (Si) સાથે 570 K તાપમાને Cu ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા થતાં ડાયમિથાઇલ ક્લોરોસિલેન મળે છે. તેનું જળવિભાજન કરી, સંઘનન બહુલીકરણ થતાં સિલિકોન્સ મળે છે.

$$2CH_3Cl + Si \xrightarrow[570\ K]{\text{Cuની હાજરી}} \underset{\text{ડાયમિથાઇલ ક્લોરોસિલેન}}{(CH_3)_2SiCl_2} \xrightarrow[-2HCl]{\text{જળવિભાજન}\ 2H_2O} \underset{\text{ડાયમિથાઇલ સિલેન્ડોલ}}{(CH_3)_2Si(OH)_2}$$

$(CH_3)_3SiCl$ ઉમેરીને આ બહુલકની શૃંખલા લંબાઈ નિયંત્રિત થઈ શકે છે.



સિલિકોન્સ

ગુણધર્મો :

(i) નાની શૃંખલા ધરાવતા સિલિકોન્સ તૈલી પ્રવાહી હોય છે. મધ્યમ શૃંખલા ધરાવતા સ્નિગ્ધ તેલ, જેલી અને ગ્રીઝ તરીકે અને મોટી શૃંખલા ધરાવતા **રબરયુક્ત ઇલેસ્ટોમર અને રેઝિન** તરીકે વર્તે છે.

(ii) સિલિકોન્સ ઑક્સિડેશન, ઉષ્મીય વિભંજન અને કાર્બનિક પ્રક્રિયકોનો પ્રતિકાર કરતા હોવાથી તે રાસાયણિક રીતે નિષ્ક્રિય છે.

(iii) સિલિકોન્સ ઉષ્મારોધક અને વિદ્યુત અવાહક પદાર્થ છે, તેમજ પાણી પ્રત્યે અપાકર્ષણનો ગુણધર્મ ધરાવે છે.

ઉપયોગ :

(i) કાગળ, ઊન, કાપડનાં તાંતણા અને લાકડા પર તેનું પાતળું પડ ચઢાવીને તેને જલાભેદ (Waterproof) બનાવાય છે.

(ii) સિલિકોન્સ સિલન્ટ (Sealant) તરીકે, ઇલેક્ટ્રિકલ વીજરોધક તરીકે ઉપયોગી છે.

(iii) ઊંચા અને નીચા તાપમાને ઊંજણ તરીકે ઉપયોગી છે.

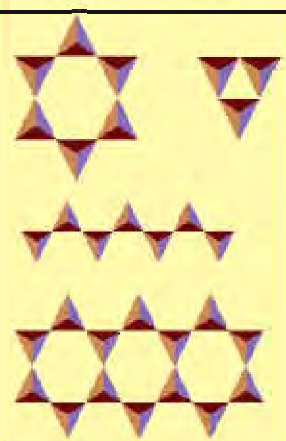
(iv) શલ્યારોપણ (Surgical implants) તરીકે વપરાય છે.

(v) સૌદર્ય-પ્રસાધનોમાં ફીણ-અવરોધક (એન્ટિફોમિંગ એજન્ટ) તરીકે ઉપયોગી છે.

સિલિકેટની સામાન્ય માહિતી અને બંધારણ (General Information and Structure of Silicates) : પૃથ્વીના પોપડાનો લગભગ 95% ભાગ સિલિકેટ અને સિલિકાનો બનેલો છે. સિલિકેટ સંયોજનોમાં સ્વતંત્ર રીતે SiO_4^{4-} અથવા તો આવાં આયનોના જોડાણથી બનતાં સંયુક્ત સિલિકેટ આયનોનું Na^+, K^+, Mg^{2+}, Ca^{2+} જેવાં ધન આયનો દ્વારા વીજભાર સમભારિત કરવા જોડાઈને બનતાં સંયોજનો છે. સિલિકામાં મૂળભૂત બંધારણીય એકમ SiO_4^{4-} સમચતુષ્ફલકીય રચના ધરાવે છે.

સિલિકેટના પ્રકાર : સિલિકેટના બંધારણમાં એક SiO_4^{4-} આયન ચતુષ્ફલકીય બંધારણના કેટલા ખૂણા (0, 1, 2, 3, 4) બીજા કેટલા ચતુષ્ફલકો સાથે ભાગીદારી કરે છે, તેના આધારે તેનું વર્ગીકરણ થાય છે. તેને કોષ્ટક 5.7માં દર્શાવેલ છે. ત્રિપરિમાણીય રચનામાં SiO_2માંના Si^{4+}નું Al^{3+} દ્વારા આંશિક વિસ્થાપન કરવાથી એલ્યુમિનોસિલિકેટ (ફેલ્ડસ્પાર) બને છે. ઝિઓલાઇટ નામના એલ્યુમિનો-સિલિકેટમાં SiO_4^{4-} તથા AlO_4^{5-} ચતુષ્ફલકીય સ્વરૂપે એકબીજા સાથે સરળ રીતે જોડાઈને ત્રિપરિમાણીય નેટવર્ક (ગૂંથણી) બનાવે છે.

કોષ્ટક 5.7 સિલિકેટનું વર્ગીકરણ

SiO_4^{4-} ના ખૂણાની ભાગીદારી	બંધારણ-રચના	સિલિકેટનો પ્રકાર	ઋણ આયન એકમ	ઉદાહરણ
0		ઑર્થોસિલિકેટ	SiO_4^{4-}	ઝિરકોન ($ZrSiO_4$), ફોરેસ્ટેરાઇટ (Mg_2SiO_4)
1		પાયરોસિલિકેટ	$Si_2O_7^{6-}$	થાર્ટવેટાઇટ $Sc_2(Si_2O_7)$, હેમિમોરફાઇટ $Zn_2Si_2O_7$ $Zn(OH)_2$-H_2O
2		ચક્રીય-સિલિકેટ રિંગ સિલિકેટ શૃંખલા સિલિકેટ (a) રેખીય જોડાણ-શૃંખલા (b) વિપરીત જોડાણ-શૃંખલા	$Si_3O_9^{6-}$ $Si_6O_{18}^{12-}$ $(SiO_3^{2-})_n$ અથવા $(SiO_3)_n^{2n-}$ $(Si_4O_{11}^{6-})_n$	વોલસ્ટોનાઇટ $Ca_3Si_3O_9$ બેરીલ (પન્ના રત્ન) $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ સ્પોન્ડુમીન $LiAl(SiO_3)_2$ ડાયોપ્સાઇડ $CaMg(SiO_3)_2$ ટ્રીમોલાઇટ $Ca_2Mg_5(Si_8O_{22})(OH)_2$ એસ્બેસ્ટોસ

3		સ્તરીય સિલિકેટ	$(Si_2O_5)_n^{2n-}$ અથવા $(Si_2O_5^{2-})_n$	સ્ટીએરાઇટ $Mg_3(Si_4O_{10})(OH)_2$ (શંખજીરું) મ્યુસ્કોરાઇટ $KAl_2(Si_3AlO_{10})(OH)_2$ (ચિનાઈ માટી)
4		ત્રિપરમાણ્વીય	SiO_2	ફેલ્સ્પાર, ઝિયોલાઇટ (એલ્યુમિનો-સિલિકેટ) સિલિકાનાં વિવિધ સ્વરૂપો (ક્વાર્ટ્ઝ, ટ્રાયડાયમાઇટ ક્રિસ્ટોબેલાઇટ)

ઝિયોલાઇટના ઉપયોગ : ઝિયોલાઇટમાં રહેલી છિદ્રોરૂપી વાહિકા(ચેનલ)દ્વારા અણુઓ એકબીજા સાથે સંકળાયેલાં હોય છે. આ વાહિકામાં માત્ર નાના અણુઓ જ પ્રવેશી શકતા હોવાથી, ઝિયોલાઇટનો ઉપયોગ આણ્વિય ચાળણી તરીકે, મોટા અણુઓમાંથી નાના અણુઓને જુદા પાડવા માટે વપરાય છે. ઝિયોલાઇટ ઉદ્દીપક (આકાર વરણાત્મક ઉદ્દીપક) તરીકે ઉપયોગી છે. ઝિયોલાઇટનો એક અગત્યનો ઉદ્દીપક ZSM-5 છે તે પેટ્રોરસાયણમાં વપરાય છે. તે આલ્કોહોલનું નિર્જલીકરણ કરીને સીધું જ ગેસોલીન (પેટ્રોલ)માં ફેરવે છે, જેમાં હાઇડ્રોકાર્બનનું મિશ્રણ હોય છે.

સારાંશ

જે તત્ત્વોની બાહ્યતમ સંયોજકતાકક્ષકની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2\ np^1$થી $ns^2\ np^6$ (સિવાય He તત્ત્વ) હોય તે તત્ત્વોને p-વિભાગનાં તત્ત્વો કહે છે. p-કક્ષકમાં વધુમાં વધુ છ ઇલેક્ટ્રૉનનો સમાવેશ થતો હોવાથી સમૂહ 13થી 18 એટલે કે આ તત્ત્વો છ સમૂહમાં ગોઠવાયેલાં હોય છે. સમૂહ 13 અને 14 એટલે કે બોરોન અને કાર્બન સમૂહનાં તત્ત્વોનો સવિસ્તર અભ્યાસ કરેલ છે. સામાન્ય રીતે વિદ્યુતઋણતા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઑક્સિડેશનક્ષમતા આવર્તમાં પરમાણ્વિયક્રમાંક વધતાં વધે છે. જ્યારે સમૂહમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં તે ઘટે છે. સામાન્ય રીતે સહસંયોજક ત્રિજ્યા, વાન્ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા અને ધાત્વિક ગુણધર્મ સમૂહમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં વધે છે અને તેથી p-સમૂહનાં તત્ત્વોની લાક્ષણિકતા છે કે તેમાં અધાતુ, અર્ધધાતુ અને ધાતુતત્ત્વોનો એક જ સમૂહમાં સમાવેશ થયેલો જોવા મળે છે.

સમૂહ 13માં આવેલાં તત્ત્વો બોરોન, એલ્યુમિનિયમ, ગેલિયમ, ઇન્ડિયમ અને થેલિયમ છે. પૃથ્વીના પોપડામાંથી મળી આવતાં તત્ત્વોમાં એલ્યુમિનિયમનું સ્થાન ત્રીજા ક્રમે છે. એલ્યુમિનિયમની અગત્યની ખનિજ બૉક્સાઇટ અને ક્રાયોલાઇટ છે. સમૂહ 13નાં તત્ત્વોના કેટલાક ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ધાત્વિક ગુણધર્મ, વિદ્યુતઋણતા, ઉત્કલનબિંદુ અને ગલનબિંદુ, ઘનતા, રિડક્શનકર્તાનો ગુણધર્મ અને સંયોજનોનો સ્વભાવ માલૂમ પડે છે. બોરોન સમૂહનાં તત્ત્વો એટલે કે સમૂહ 13નાં તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના $ns^2\ np^1$ હોવાથી +3 ઑક્સિડેશન અવસ્થા ધરાવે છે અને તેની સ્થિરતા પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં ઘટે છે. આ તત્ત્વો +1 ઑક્સિડેશન અવસ્થા પણ ધરાવે છે. તેની સ્થિરતા પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં વધે છે.

સમૂહ 13નાં તત્ત્વોનું રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતાનું વલણ નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. સમૂહ 13નાં તત્ત્વો H_2 સાથે સીધા સંયોજાઈ હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવતાં નથી, પરંતુ તેઓ આડકતરી રીતે સંયોજાઈને હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો બનાવે છે. બોરોન અસંખ્ય હાઇડ્રાઇડ સંયોજનો, જેનું અણુસૂત્ર $B_n\ H_{n+4}$ અને

B_nH_{n+6} બનાવે છે, જે બોરેન સંયોજનો તરીકે જાણીતાં છે. આ સમૂહનાં બીજાં તત્ત્વોના હાઇડ્રાઇડ બહુલક સ્વરૂપે હોય છે. સમૂહ 13નાં તત્ત્વો MX_3 પ્રકારના ટ્રાયહેલાઇડ જ્યાં, X = F, Cl, Br અને I છે. TlI_3 જાણીતો નથી. $AlCl_3$ દ્વિઅણુ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. સમૂહ 13નાં તત્ત્વો M_2O_3 અને $M(OH)_3$ પ્રકારના અનુક્રમે ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડ બનાવે છે. તત્ત્વોનો પરમાણ્વિયક્રમાંક વધતાં ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રૉક્સાઇડની ઍસિડિક લાક્ષણિકતા (ગુણધર્મ) ઘટતી જાય છે. જ્યારે બેઝિક લાક્ષણિકતા વધતી જાય છે. બોરોન ચતુષ્ફલકીય સંકીર્ણ બનાવે છે. જ્યારે બાકીના આ સમૂહનાં તત્ત્વો અષ્ટફલકીય સંકીર્ણ બનાવે છે. ઍલ્યુમિનિયમ સલ્ફેટ આલ્કલી ધાતુના આયન અને NH_4^+ના સલ્ફેટ સાથે પ્રક્રિયા કરી દ્વિક્ષાર બનાવે છે. જેનું અણુસૂત્ર $M_2SO_4\ Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ અથવા $MAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ જ્યાં $M = Na^+, K^+, Rb^+$ અને NH_4^+છે. સમૂહ 13નું પ્રથમ તત્ત્વ બોરોન અનિયમિતતા દર્શાવે છે. બોરોન રાસાયણિક રીતે ઓછું સક્રિય છે અને સામાન્ય તાપમાને તે સામાન્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયક સાથે મહદ્અંશે નિષ્ક્રિય છે. પરંતુ ઑક્સિડેશનકર્તા, આલ્કલી અને ધાતુ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે. બોરોનના કેટલાંક અગત્યનાં સંયોજનો બોરેક્સ પાઉડર, બોરિક ઍસિડ અને બોરોન હાઇડ્રાઇડ છે. બોરોન અને તેનાં સંયોજનોના ઉપયોગ દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. ઍલ્યુમિનિયમ ઍસિડ અને બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે, તેથી તે સ્વભાવે ઉભયગુણધર્મી છે.

સમૂહ-14 કાર્બન, સિલિકોન, જર્મેનિયમ, ટિન અને લેડ તત્ત્વો ધરાવે છે. આ સમૂહનું પ્રથમ તત્ત્વ કાર્બન હોવાથી આ સમૂહને કાર્બનસમૂહ પણ કહે છે. કાર્બન તેના નાના કદ, ઊંચી વિદ્યુતઋણમયતા અને કાર્બન-કાર્બન બંધશક્તિ ખૂબ ઊંચી હોવાથી તે કેટેનેશન દર્શાવે છે. કેટેનેશનના વિશિષ્ટ ગુણધર્મને કારણે તે અસંખ્ય સંયોજનો બનાવે છે, જેનો અભ્યાસ કાર્બનિક રાસાયણવિજ્ઞાનમાં થાય છે. તે ધાતુ અને અધાતુ સાથે સંયોજનો બનાવે છે. સમૂહ-14નાં તત્ત્વોના ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ-એન્થાલ્પી, વિદ્યુતધનમયતાનો ગુણધર્મ, વિદ્યુતઋણતા, ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ, ઘનતા, કેટેનેશન અને વિવિધરૂપોમાં વિવિધતા માલૂમ પડે છે. સમૂહ 14નાં તત્ત્વોનો +2 અને +4 ઑક્સિડેશન-આંક છે. રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતાનું વલણ એકમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. કાર્બન તેના ગુણધર્મોમાં અનિયમિતતા દર્શાવે છે. કાર્બનનાં સ્ફટિકમય સ્વરૂપ હીરો, ગ્રેફાઇટ અને ફુલેરિન્સ છે. ભૌતિક ગુણધર્મો અને રાસાયણિક ગુણધર્મો એકમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. કાર્બનનાં કેટલાક અગત્યનાં સંયોજનો કાર્બનના હેલાઇડ, કાર્બન ડાયસલ્ફાઇડ, કાર્બાઇડ સંયોજનો, કાર્બન મોનોક્સાઇડ અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ છે અને તેની બનાવટની પદ્ધતિ અને ઉપયોગ એકમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે. સિલિકોનનાં અગત્યનાં સંયોજનો સિલિકોન હાઇડ્રાઇડ છે, જેનું સામાન્ય સૂત્ર Si_nH_{2n+2} છે. સિલિકોનમાં સિલિકોન-સિલિકોન બંધ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય 297 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ હોવાથી તેમાં કેટેનેશન માલૂમ પડે છે અને તેના મર્યાદિત હાઇડ્રાઇડ જેનું સૂત્ર Si_nH_{2n+2} છે. જ્યાં, n = 1 થી 8 છે. આ સંયોજનો સિલેન તરીકે પણ જાણીતા છે. કાર્બનના હાઇડ્રાઇડ કરતાં સિલેન સંયોજનોની સ્થિરતા ઓછી છે. તેથી તેની રિડક્શન- ક્ષમતા વધારે છે. સિલિકોન તે સિલિકોન ડાયૉક્સાઇડ પણ બનાવે છે, જેને સિલિકા કહે છે અને તેના 22 કરતાં પણ વધુ વિવિધરૂપો જાણીતાં છે. તેમાંનાં કેટલાંક સ્ફટિકમય અને કેટલાંક અસ્ફટિકમય છે. સિલિકાનો ગુણધર્મ ઍસિડિક છે. તેથી તે પ્રવાહીકૃત આલ્કલી કે આલ્કલીયુક્ત કાર્બોનેટમાં દ્રાવ્ય થઈ સિલિકેટ સંયોજનો બનાવે છે. સિલિકા ફક્ત F_2 સાથે પ્રક્રિયા કરી SiF_4, જ્યારે સિલિકોન Cl_2 સાથે પ્રક્રિયા કરી $SiCl_4$ બનાવે છે. $SiCl_4$નું જલવિભાજનથી સિલિસિક ઍસિડ બનાવે છે. અને તેની કાર્યપ્રણાલી બે તબક્કામાં થાય છે. સિલિકોન્સ સંશ્લેષિત પદાર્થ છે અને તેમાં Si – O – Si બંધજોડાણ ધરાવે છે. આ સંયોજનો પોલિમર પદાર્થો છે, જેમાં પુનરાવર્તન પામતો એકમ R_2SiO છે. તેનું સામાન્ય સૂત્ર $(R_2SiO)_n$ છે. જ્યાં R- મિથાઇલ કે ફિનાઇલ સમૂહ છે. તેનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર R_2SiO છે, જે કાર્બનિક સંયોજનો કિટોનને મળતું આવતું હોવાથી તેને સિલિકોન પણ કહે છે. તેની બનાવટ, ગુણધર્મો એકમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે છે.

પૃથ્વીના પોપડામાં લગભગ 95% સિલિકેટ અને સિલિકા સંયોજનો રહેલાં છે, જેમાં પુનરાવર્તન પામતો સ્વતંત્ર એકમ SiO_4^{4-} જેનું ચતુષ્ફલકીય બંધારણ છે. સિલિકેટના પ્રકારનો આધાર ખૂણાના નંબર (0, 1, 2, 3 અને 4) ઉપર છે અને SiO_4^{4-} ચતુષ્ફલક બીજા ચતુષ્ફલક સાથે ભાગીદારી કરે છે, તેના આધારે તે દર્શાવ્યા પ્રમાણે વર્ગીકૃત થાય છે. ત્રિપરમાણ્વિય બંધારણ ધરાવતા SiO_2 જેમાં Si^{4+}ને આંશિક રીતે Al^{3+} દ્વારા વિસ્થાપિત થતાં તે એલ્યુમિનો સિલિકેટ જેવા કે ફેલ્ડસ્પાર અને ઝિયોલાઇટ બનાવે છે. ઝિયોલાઇટમાં SiO_4^{4-} અને AlO_4^{5-} ચતુષ્ફલક બીજા સાથે સંયોજાઈને સાદી રીતે ત્રિપરિમાણીય ગૂંથણી બનાવે છે. ઝિયોલાઇટનો ઉપયોગ આણ્વિય ચાળણી તરીકે અને આકાર વર્ણનાત્મક ઉદ્દીપક તરીકે ઉપયોગી છે. ઝિયોલાઇટનો એક અગત્યનો ઉદ્દીપક ZSM-5 છે. જેનો ઉપયોગ પેટ્રોકેમિકલ્સઉદ્યોગમાં થાય છે, જે આલ્કોહોલનું સીધું ગેસોલીનમાં પરિવર્તન કરે છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) p-વિભાગનાં તત્ત્વોની સંયોજકતાકક્ષકની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના કઈ છે ?

(A) $ns^2\ np^1$ (B) $ns^2\ np^6$ (C) $ns^2\ np^{1-6}$ (D) $ns^2\ np^{1-5}$

(2) સમૂહ-13નાં તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો સાચો ક્રમ કયો છે ?

(A) B > Al > Ga > In > Tl (B) B < Al < Ga < In < Tl

(C) B > Al < Ga > In < Tl (D) B > Al > Ga < In < Tl

(3) બોરોનના હાઇડ્રાઇડનું સામાન્ય સૂત્ર કયું છે ?

(A) B_nH_{2n+4} (B) B_nH_{n+6} (C) B_nH_{2n+6} (D) $B_{2n}H_{n+6}$

(4) Cr^{3+} આયન ધરાવતા દ્રાવણની બોરેક્સ મણકા કસોટીમાં મણકો કેવા રંગનો દેખાશે ?

(A) બદામી (B) ભૂરો (C) ગુલાબી (D) લીલો

(5) કયું સંયોજન અકાર્બનિક બેન્ઝિન તરીકે ઓળખાય છે ?

(A) બોરોન (B) ડાયબોરેન (C) હેક્ઝાબોરેન (D) બોરેઝિન

(6) પૃથ્વીના પોપડામાં કયા તત્ત્વની પ્રાપ્તિની પ્રચુરતા વજનથી બીજા ક્રમે છે ?

(A) કાર્બન (B) જર્મેનિયમ (C) સિલિકોન (D) એલ્યુમિનિયમ

(7) કયો હેલાઇડ રંગવિહીન છે ?

(A) $PbCl_2$ (B) $PbBr_2$ (C) PbF_2 (A) બધા જ

(8) રેડિયોસક્રિય વિકિરણ અટકાવવા માટે કયો પદાર્થ વપરાય છે ?

(A) Be_4C (B) WC (C) CaC_2 (D) Al_4C_3

(9) કયું મિશ્રણ ઉત્પાદક વાયુ તરીકે જાણીતું છે ?

(A) $CO + N_2$ (B) $CO + H_2$ (C) $CO + H_2O$ (D) $O_2 + N_2$

(10) $SiCl_4$ના જળવિભાજનથી કયો પદાર્થ મળે છે ?

(A) SiO_2 (B) SiH_4 (C) Na_4SiO_4 (D) H_4SiO_4

(11) શંખજીરું કયા પ્રકારનો સિલિકેટ છે ?

(A) ચક્રીય (B) શૃંખલા (C) પાયરો (D) સ્તરીય

(12) ZSM-5નો ઉપયોગ કયો છે ?

(A) પેટ્રોરસાયણમાં સમઘટીકરણ (B) આલ્કોહોલમાંથી સીધું ગૅસોલીન

(C) હાઇડ્રોકાર્બનનું વિભાજન (D) બધા જ

(13) કયું સંયોજન સૌથી વધુ સ્થાયી છે ?

(A) CF_4 (B) CI_4 (C) CCl_4 (D) CBr_4

(14) ચૂનાનાં નીતર્યા પાણીમાં અધિક પ્રમાણમાં CO_2 પસાર કરતાં કયું અવલોકન પ્રાપ્ત થાય છે ?

(A) ચૂનાનું નીતર્યું પાણી દૂધિયું બને છે.

(B) ચૂનાનાં નીતર્યાં પાણીનો દૂધિયો રંગ દૂર થાય છે.

(C) ચૂનાનાં નીતર્યાં પાણીમાં O_2 વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે.

(D) ચૂનાનાં નીતર્યાં પાણીમાં $CaCO_3$ બને છે.

(15) બોરોનના સમસ્થાનિક અને તેના પ્રમાણ માટે શું સાચું છે ?

(A) ^{10}B, 20 % (B) ^{11}B, 20 % (C) ^{11}B, 40 % (D) ^{10}B, 80 %

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) કયા સમૂહને p-વિભાગનાં તત્ત્વો કહે છે ?

(2) સમૂહ-13નાં તત્ત્વોનાં નામ જણાવો.

(3) ઇન્ડિયમ કયા ખનિજમાંથી મળી આવે છે ?

(4) સમૂહ-13નાં તત્ત્વોની પરમાણ્વિય ત્રિજ્યાનો ચઢતો ક્રમ લખો.

(5) ગેલિયમની ઑક્સિડેશન અવસ્થા જણાવો.

(6) સમૂહ-13નાં કયાં તત્ત્વોનાં હાઇડ્રાઇડ બહુલક રૂપે જોવા મળે છે ?

(7) સમૂહ-13નાં કયાં તત્ત્વોનાં હાઇડ્રૉક્સાઇડ ઉભયગુણી છે ?

(8) બોરેક્સનાં ત્રણ સ્વરૂપ લખો.

(9) બોરિક ઍસિડ પર ગરમીની અસર લખો.

(10) ડાયબોરેનનું બંધારણ દોરો.

(11) ઍલ્યુમિનિયમની મંદ HCl સાથેની પ્રક્રિયાનું સમીકરણ લખો.

(12) કેટેનેશન એટલે શું ?

(13) સમૂહ-14નાં તત્ત્વોનાં નામ લખો.

(14) ટિનનાં અપરરૂપો લખો.

(15) કાર્બન સમૂહનાં તત્ત્વોના ડાયહેલાઇડની સ્થાયિતાનો ક્રમ લખો.

(16) SnO_2ના ઉપયોગ લખો.

(17) કયો પદાર્થ રેફ્રિજિરેટરમાં શીતક તરીકે વપરાતો હતો ?

(18) ટંગસ્ટન કાર્બાઇડના ઉપયોગ લખો.

(19) શુદ્ધ COની બનાવટનું સમીકરણ લખો.

(20) કાર્બોજન એટલે શું ?

(21) સિલિકા જેલના ઉપયોગ લખો.

(22) ઍલ્યુમિનોસિલિકેટમાં કયાં આયનો આવેલાં હોય છે ?

(23) ZSM-5નો ઉપયોગ લખો.

(24) કાર્બનની સાંદ્ર HNO_3 સાથેની પ્રક્રિયાનું સમીકરણ લખો.

(25) સિલિકોન્સનું સામાન્ય અને પ્રમાણસૂચક સૂત્ર લખો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ઇન્ડિયમની પ્રથમ આયનીકરણ-એન્થાલ્પી, થેલિયમ કરતાં ઓછી છે. શાથી ?

(2) બોરોન આયનીય બંધને બદલે સહસંયોજક બંધ બનાવે છે. શાથી ?

(3) સમૂહ-13નાં તત્ત્વોમાં પરમાણ્વિય ક્રમાંક વધતાં +3 ઑક્સિડેશન અવસ્થાની સ્થાયિતા ઘટે છે શાથી ?

(4) દ્વિક્ષાર એટલે શું ? યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(5) બોરોનની H_2SO_4 અને NaOH સાથેની પ્રક્રિયાના સમીકરણ લખો.

(6) બોરિક ઍસિડમાંથી બોરેક્સની બનાવટનું સમીકરણ સમજાવો.

(7) બોરિક ઍસિડના ઉપયોગ લખો.

(8) સમૂહ-14નાં તત્ત્વોમાં ધાત્વિક ગુણધર્મ સમજાવો.

(9) સિલિકાના ઉપયોગ લખો.

(10) કાર્બન તત્ત્વ તેના સમૂહના સભ્યોથી કઈ બાબતમાં જુદું પડે છે ?

(11) કાર્બનનો પ્રબળ રિડક્શનકર્તાનો ગુણધર્મ સમજાવો.

(12) કાર્બન ડાયસલ્ફાઇડના ઉપયોગ લખો.

(13) જળવાયુ અને ઉત્પાદક વાયુની બનાવટના સમીકરણ લખો.

(14) COના ગુણધર્મો લખો.

(15) CO_2ના ઉપયોગ લખો.

(16) સિલિકોનના હાઇડ્રાઇડનાં સૂત્ર લખો.

(17) સિલિકોન્સની બનાવટનું સમીકરણ લખો.

(18) સિલિકોન્સના ઉપયોગ લખો.

(19) ઝિયોલાઇટના ઉપયોગ લખો.

(20) ઍલ્યુમિનોસિલિકેટ એટલે શું ? સમજાવો.

(21) કાર્બનનું શુદ્ધ સ્વરૂપ કયું છે ? શાથી ?

(22) બોરેક્સ મણકાની બનાવટનું સમીકરણ લખો.

(23) બોરેક્સ પાઉડરનો ઉપયોગ લખો.

(24) Al_2Cl_6નું બંધારણ દોરી, $AlCl_3$ના ઉપયોગ લખો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર લખો :

(1) સમૂહ-13નાં તત્ત્વોની રાસાયણિક સક્રિયતાનું વલણ સમજાવો.

(2) બોરિક ઍસિડની બનાવટ અને ગુણધર્મો સમજાવો.

(3) બોરોન અને તેનાં સંયોજનોના ઉપયોગ લખો.

(4) કાર્બનના રાસાયણિક ગુણધર્મો સમજાવો.

(5) COની બનાવટ અને ગુણધર્મો લખો.

(6) CO_2ના ગુણધર્મો અને ઉપયોગ લખો.

(7) સિલિકોન ટેટ્રાક્લોરાઇડની બનાવટ અને તેનું જળવિભાજન સમજાવો.

(8) ટૂંક નોંધ લખો : (1) સિલિકોન્સ (2) સિલિકેટ સંયોજનો

હાઇડ્રોકાર્બન

6.1 પ્રસ્તાવના

6.2 હાઇડ્રોકાર્બન

6.2.1 હાઇડ્રોકાર્બનનું વર્ગીકરણ

6.2.2 હાઇડ્રોકાર્બનમાંના કાર્બન અને હાઇડ્રોજન પરમાણુઓનું વર્ગીકરણ

6.3 આલ્કેન સંયોજનો

6.3.1 આલ્કેન અને સાયક્લોઆલ્કેન સંયોજનોનું IUPAC નામકરણ

6.3.2 આલ્કેન સંયોજનોમાં સમઘટકતા અને નામકરણ

6.3.3 આલ્કેન સંયોજનોની બનાવટ

(i) અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બનમાંથી

(ii) આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંથી

(iii) કાર્બોક્સિલિક એસિડમાંથી

6.3.4 આલ્કેન સંયોજનોના ગુણધર્મો

(i) ભૌતિક ગુણધર્મો

(ii) રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ)

6.4 આલ્કિન સંયોજનો

6.4.1 આલ્કિન સંયોજનોનું IUPAC નામકરણ અને સમઘટકતા

6.4.2 આલ્કિન સંયોજનોની બનાવટ

(i) આલ્કાઇનમાંથી

(ii) આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંથી

(iii) વિસિનલ ડાયહેલાઇડમાંથી

(iv) આલ્કોહોલમાંથી

6.4.3 આલ્કિન સંયોજનોના ગુણધર્મો

(i) ભૌતિક ગુણધર્મો

(ii) રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ)

(a) માર્કોવનિકોવનો નિયમ

(b) પેરોક્સાઇડ અસર

6.5 આલ્કાઇન સંયોજનો

6.5.1 આલ્કાઇન સંયોજનોનું IUPAC નામકરણ અને સમઘટકતા

6.5.2 આલ્કાઇન સંયોજનોની બનાવટ

(i) કેલ્શિયમ કાર્બાઇડમાંથી

(ii) વિસિનલ ડાયહેલાઇડમાંથી

6.5.3 આલ્કાઇન સંયોજનોના ગુણધર્મો

(i) ભૌતિક ગુણધર્મો

(ii) રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ)

6.6 ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન

6.6.1 નામકરણ અને સમઘટકતા

6.6.2 બેન્ઝિનનું બંધારણ

6.6.3 હ્યુકેલનો નિયમ અને ઍરોમેટિકરણ

6.6.4 બેન્ઝિનની બનાવટ

(i) ઍરોમેટિક ઍસિડના ડિકાર્બોક્સિલેશન દ્વારા

(ii) ફિનોલના રિડક્શનથી

(iii) ચક્રીય પોલિમરાઇઝેશન દ્વારા

6.6.5 બેન્ઝિનના ગુણધર્મો

(i) ભૌતિક ગુણધર્મો

(ii) રાસાયણિક ગુણધર્મો

6.6.6 ઇલેક્ટ્રોન-અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ

(i) નાઇટ્રેશન

(ii) સલ્ફોનેશન

(iii) હેલોજિનેશન

(iv) ફ્રિડલ-ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઇલેશન

(v) ફ્રિડલ-ક્રાફ્ટ્સ એસાઇલેશન

6.6.7 એક વિસ્થાપિત બેન્ઝિનમાં પ્રેરકસમૂહ અને તેની નિર્દેશક અસર

6.6.8 ક્રિયાશીલ સમૂહમાં થતી પ્રક્રિયાઓ

6.6.9 કાર્બનિક પરિવર્તનો

6.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

સાદાં કાર્બનિક સંયોજનો કે જેમાં કાર્બન અને હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ રહેલા હોય છે; તેને હાઇડ્રોકાર્બન કહે છે. રોજિંદા જીવનમાં હાઇડ્રોકાર્બનનું ખૂબ જ મહત્ત્વ છે. વનસ્પતિ અને પ્રાણીઓ જેવા સજીવોમાં હાઇડ્રોકાર્બન મળી આવે છે. કુદરતમાં રહેલા પેટ્રોલિયમ, કુદરતી વાયુ, કોલસો વગેરે હાઇડ્રોકાર્બનના મુખ્ય સ્રોત છે. હાઈડ્રોકાર્બનનાં સંયોજનોમાં પેટ્રોલ, ડીઝલ, કેરોસીન, LPG વગેરેનો સમાવેશ થાય છે. હાઇડ્રોકાર્બનનો ઉપયોગ કરી તેમાંથી જુદા-જુદા પ્રકારનાં પોલિમર, રંગકો, વર્ણકો, દવાઓ વગેરે બનાવી શકાય છે. સામાન્ય જીવનમાં હાઇડ્રોકાર્બનનો અગત્યને સારી રીતે સમજવા તેનો અભ્યાસ જરૂરી છે.

6.2 હાઇડ્રોકાર્બન (Hydrocarbons)

કાર્બનિક રસાયણમાં સરળતમ સંયોજનોમાં હાઇડ્રોકાર્બન ગણાય છે. તેમાં ફક્ત કાર્બન અને હાઇડ્રોજનના પરમાણુઓ રહેલા હોય છે. કુદરતી સ્રોત જેવા કે કોલસો, કુદરતી વાયુ અને પેટ્રોલિયમમાંથી હાઇડ્રોકાર્બન મળી આવે છે.

6.2.1 હાઇડ્રોકાર્બનનું વર્ગીકરણ (Classification of Hydrocarbons) : હાઇડ્રોકાર્બનમાં રહેલા હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન યોગ્ય ક્રિયાશીલ સમૂહ વડે કરવાથી અનેક પ્રકારનાં કાર્બનિક સંયોજનો મેળવી શકાય છે. કાર્બન-કાર્બન વચ્ચેના બંધના પ્રકારનાં આધારે હાઇડ્રોકાર્બનના મુખ્ય ચાર પ્રકાર છે : (i) આલ્કેન સંયોજનો (ii) આલ્કિન સંયોજનો (iii) આલ્કાઇન સંયોજનો અને (iv) એરિન સંયોજનો.

(i) આલ્કેન સંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. તેમાં કાર્બન-કાર્બન અને કાર્બન-હાઇડ્રોજન વચ્ચે એકલ (Single) બંધ હોય છે. આલ્કેનમાં બિનચક્રીય અને ચક્રીય સંયોજનો હોય છે.

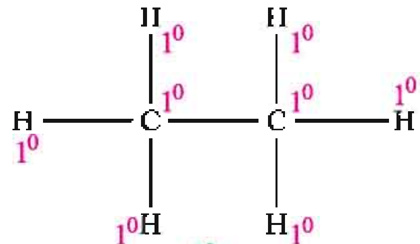
(ii) આલ્કિન અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. આલ્કિનમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે ઓછામાં ઓછો એક દ્વિ-(double) બંધ હોય છે. આલ્કિનમાં પણ આલ્કેનની જેમ જ બિનચક્રીય અને ચક્રીય સંયોજનો હોય છે.

(iii) આલ્કાઇન અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. જેમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે ઓછામાં ઓછો એક ત્રિ-(triple) બંધ હોય છે. આલ્કાઇનમાં મુખ્યત્વે બિનચક્રીય સંયોજનો હોય છે.

(iv) એરિન સંયોજનો વિશિષ્ટ પ્રકારના અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. એરિનમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે વિશિષ્ટ પ્રકારનો દ્વિબંધ હોય છે. એરિન સંયોજનો મુખ્યત્વે ચક્રીય સંયોજનો છે.

6.2.2 હાઇડ્રોકાર્બનમાંના કાર્બન અને હાઇડ્રોજન પરમાણુઓનું વર્ગીકરણ (Classification of Carbon and Hydrogen atoms in hydrocarbons) : હાઇડ્રોકાર્બનમાં રહેલા પ્રત્યેક કાર્બન અને હાઇડ્રોજનનું વર્ગીકરણ નીચે પ્રમાણે કરી શકાય છે. હાઇડ્રોકાર્બનમાંનો કાર્બન બીજા કેટલા કાર્બન પરમાણુ સાથે જોડાયેલો છે તેના આધારે તેનું વર્ગીકરણ કરવામાં આવે છે.

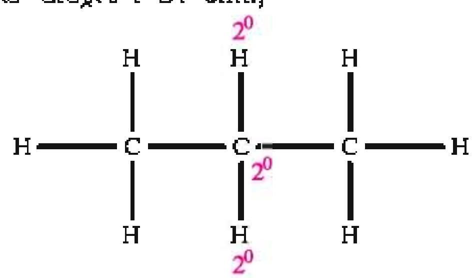
જો એક કાર્બન પરમાણુ બીજા એક જ કાર્બન પરમાણુ સાથે જોડાયેલા હોય તો તેને પ્રાથમિક (1^0) કાર્બન કહે છે. આ પ્રાથમિક કાર્બન સાથે જોડાયેલા હાઇડ્રોજનને પ્રાથમિક (1^0) હાઇડ્રોજન કહે છે. દા.ત.,



ઈથેન

ઉપરના ઉદાહરણમાં બંને કાર્બન પ્રાથમિક (1^0) કાર્બન છે તથા તેની સાથે જોડાયેલા બધા જ હાઇડ્રોજન પ્રાથમિક હાઇડ્રોજન છે.

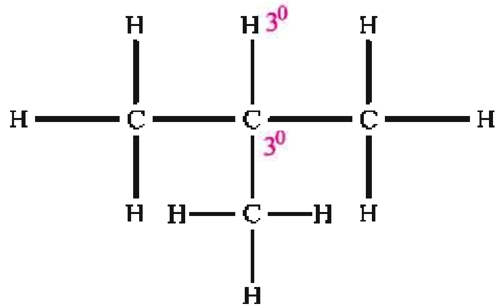
જો એક કાર્બન પરમાણુ બીજા બે કાર્બન પરમાણુ સાથે જોડાયેલ હોય, તો તે કાર્બનને દ્વિતીયક (2^0) કાર્બન કહે છે. આ દ્વિતીયક કાર્બન સાથે જોડાયેલા હાઇડ્રોજન દ્વિતીયક હાઇડ્રોજન છે. દા.ત.,



પ્રોપેન

ઉપરના ઉદાહરણમાં મધ્યમાં રહેલા કાર્બન બીજા બે કાર્બન સાથે જોડાયેલ હોવાથી તે દ્વિતીયક (2^0) કાર્બન છે તથા તેની સાથે જોડાયેલ બે હાઇડ્રોજન પણ દ્વિતીયક (2^0) હાઇડ્રોજન છે.

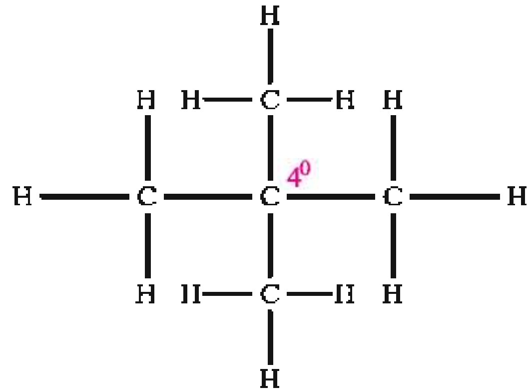
જો એક કાર્બન પરમાણુ બીજા ત્રણ કાર્બન પરમાણુ સાથે જોડાયેલ હોય, તો તે કાર્બનને તૃતીયક (3^0) કાર્બન કહે છે તથા તે કાર્બન સાથે જોડાયેલ હાઇડ્રોજનને તૃતીયક (3^0) હાઇડ્રોજન કહે છે. દા.ત.,



2 મિથાઈલ પ્રોપેન

ઉપરના ઉદાહરણમાં દર્શાવેલ તૃતીયક (3^0) કાર્બન બીજા ત્રણ કાર્બન સાથે જોડાયેલ છે તથા તેની સાથે જોડાયેલ એક માત્ર હાઇડ્રોજન તૃતીયક (3^0) હાઇડ્રોજન છે.

જો એક કાર્બન પરમાણુ બીજા ચાર કાર્બન પરમાણુઓ સાથે જોડાયેલ હોય, તો તે કાર્બનને ચતુર્થક (4^0) કાર્બન કહે છે. ચતુર્થક કાર્બન સાથે કોઈ હાઇડ્રોજન જોડાયેલ હોતો નથી. તેથી ચતુર્થક (4^0) હાઇડ્રોજન હોતા નથી. દા.ત.,

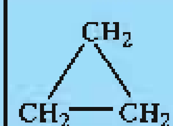
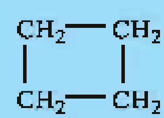
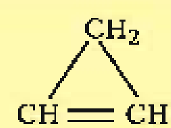
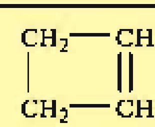


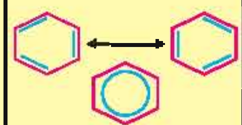
2, 2- ડાઈમિથાઈલ પ્રોપેન

ઉપરના ઉદાહરણમાં જોઈ શકાય છે કે ચતુર્થક (4^0) કાર્બન આજુબાજુના ચાર કાર્બન સાથે જોડાયેલ છે. ચાર કાર્બનથી તેની ચાર સંયોજકતા પૂર્ણ થતી હોવાથી કોઈ હાઇડ્રોજન જોડાઈ શકતો નથી, પરિણામે ચતુર્થક હાઇડ્રોજન શક્ય નથી.

હાઇડ્રોકાર્બનનું વર્ગીકરણ કોષ્ટક 6.1માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 6.1 હાઇડ્રોકાર્બનનું વર્ગીકરણ

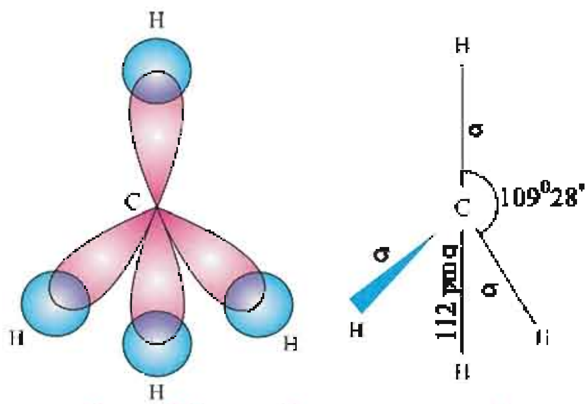
હાઇડ્રોકાર્બન	પ્રકાર	વિશિષ્ટતા	સામાન્ય સૂત્ર	બંધ	આકાર	ઉદાહરણ	બંધારણ
આલ્કેન	બિનચક્રીય	સંતૃપ્ત	$C_n H_{2n+2}$	C − C	ત્રિપરિમાણીય	મિથેન	CH_4
						ઈથેન	CH_3CH_3
						પ્રોપેન	$CH_3CH_2CH_3$
	ચક્રીય	સંતૃપ્ત	$C_n H_{2n}$	C − C	સમતલીય ત્રિપરિમાણીય	સાયક્લોપ્રોપેન	
						સાયક્લોબ્યુટેન	
આલ્કિન	બિનચક્રીય	અસંતૃપ્ત	$C_n H_{2n}$	C = C C − C	સમતલીય	ઈથિન પ્રોપિન	$CH_2 = CH_2$ $CH_2 = CH–CH_3$
	ચક્રીય	અસંતૃપ્ત	$C_n H_{2n-2}$	C = C C − C	સમતલીય	સાયક્લોપ્રોપિન	
						સાયક્લોબ્યુટિન	

આલ્કાઇન	બિનચક્રીય	અસંતૃપ્ત	$C_n H_{2n-2}$	$C \equiv C$ $C - C$	રેખીય	ઇથાઇન પ્રોપાઇન	$CH \equiv CH$ $CH \equiv C - CH_3$
એરિન	ચક્રીય	વિશિષ્ટ અસંતૃપ્ત	$C_n H_{2n-6}$	$C - C$ અને $C = C$	સમતલીય	બેન્ઝિન	

6.3 આલ્કેન સંયોજનો (Alkane Compounds)

આલ્કેન સંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. જે હાઇડ્રોકાર્બનમાં કાર્બન-કાર્બન વચ્ચે એકલબંધ હોય તેને આલ્કેન કહે છે. આલ્કેનનું સામાન્ય સૂત્ર $C_n H_{2n+2}$ છે, જ્યાં n કાર્બનની સંખ્યા દર્શાવે છે.

આલ્કેનમાં sp^3-સંકર કક્ષકો ધરાવતા કાર્બન અને 1s-કક્ષક ધરાવતા હાઇડ્રોજન મળીને સમચતુષ્ફલકીય આકાર ધરાવતા હાઇડ્રોકાર્બન આપે છે.આલ્કેનમાં ચતુષ્ફલકીય રીતે જોડાયેલા C – C અને C – H વચ્ચે σ–બંધ બને છે, જેમાં C – C બંધલંબાઈ 154 pm અને C – H બંધલંબાઈ 112 pm હોય છે. તથા બધા જ H – C – H બંધકોણ $109^0 28'$ હોય છે, જે આકૃતિ 6.1માં દર્શાવેલો છે.

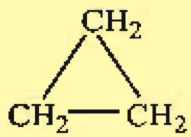
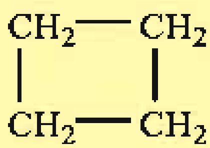
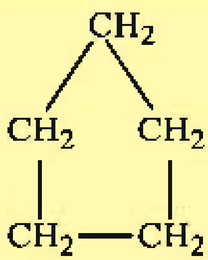
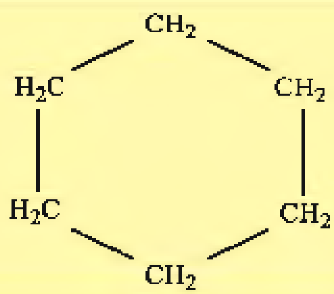


આકૃતિ 6.1 મિથેન અણુનો આકાર સમચતુષ્ફલકીય

6.3.1 આલ્કેન અને સાયક્લોઆલ્કેનનું IUPAC નામકરણ (IUPAC Nomenclature of alkanes and Cycloalkanes)

કોષ્ટક 6.2 આલ્કેન અને સાયક્લો આલ્કેનનું IUPAC નામકરણ

બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
CH_4	મિથેન
$CH_3 CH_3$	ઇથેન
$CH_3 CH_2 CH_3$	પ્રોપેન
$CH_3 CH_2 CH_2 CH_3$	બ્યુટેન
$CH_3 CH_2 CH_2 CH_2 CH_3$	પેન્ટેન
$CH_3 CH_2 CH_2 CH_2 CH_2 CH_3$	હેક્ઝેન
$CH_3 CH_2 CH_2 CH_2 CH_2 CH_2 CH_3$ અથવા $CH_3–(CH_2)_5–CH_3$	હેપ્ટેન

$CH_3-(CH_2)_6-CH_3$	ઑક્ટેન
$CH_3-(CH_2)_7-CH_3$	નોનેન
$CH_3-(CH_2)_8-CH_3$	ડેકેન
	સાયક્લોપ્રોપેન
	સાયક્લોબ્યુટેન
	સાયક્લોપેન્ટેન
	સાયક્લોહેક્ઝેન

6.3.2 આલ્કેનમાં સમઘટકતા અને નામકરણ (Isomerism and Nomenclature in Alkanes) :

એક જ આણ્વિયસૂત્ર ધરાવતાં પરંતુ જુદા-જુદા ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવતાં સંયોજનો સમઘટકો તરીકે ઓળખાય છે. આ ઘટનાને સમઘટકતા કહે છે, જે સંયોજનોનાં આણ્વિય સૂત્ર સમાન હોય પણ તેનાં બંધારણીય સૂત્ર જુદાં-જુદાં હોય તેને બંધારણીય સમઘટકો કહે છે.

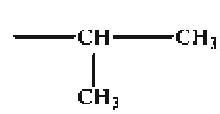
આલ્કેનમાં શૃંખલા-સમઘટકતાનો અભ્યાસ સારી રીતે થઈ શકે છે. પ્રથમ ત્રણ હાઇડ્રોકાર્બન મિથેન, ઇથેન અને પ્રોપેનમાં સમઘટકતા જોવા મળતી નથી. તે પછીના ત્રણથી વધુ કાર્બન પરમાણુ ધરાવતા આલ્કેનમાં સમઘટકો જોવા મળે છે.

સામાન્ય નામકરણ પદ્ધતિમાં આલ્કેનના બધા જ સમઘટકોને એકસમાન મૂળભૂત નામ હોય છે. દા.ત. C_4H_{10} આણ્વિય સૂત્ર ધરાવતા બંને સમઘટકો બ્યુટેનથી ઓળખાય છે; પરંતુ પ્રત્યેક સમઘટકનું નામ તેના પૂર્વગથી અલગ પડે છે. અણુમાં રહેલ શાખાઓના પ્રકાર પ્રમાણે પૂર્વગ ઓળખાય છે.

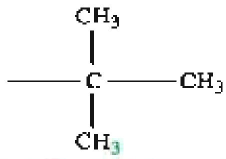
(1) પૂર્વગ nનો ઉપયોગ એવા આલ્કેનમાં થાય છે કે જેમાં બધા જ કાર્બન પરમાણુઓ એક જ લાંબી શૃંખલામાં જોડાયેલ હોય, અહીં nનો સંદર્ભ (અર્થ) નોર્મલ થાય.

દા.ત., $CH_3\,CH_2\,CH_2\,CH_3$ (n–બ્યુટેન) પૂર્વગ : n

(2) પૂર્વગ આઇસોનો ઉપયોગ એવા આલ્કેનમાં થાય છે કે જેમાં એક જ આલ્કાઇલ સમૂહ દા.ત., મિથાઇલ ($-CH_3$) સમૂહ કાર્બનની લાંબી શૃંખલામાંના છેલ્લેથી બીજા કાર્બન સાથે જોડાયેલ હોય.

દા.ત.  પૂર્વગ આઇસો

(3) પૂર્વગ નિયોનો ઉપયોગ એવા આલ્કેનમાં થાય છે કે જેમાં બે આલ્કાઇલ સમૂહ દા.ત., બે મિથાઇલ સમૂહ કાર્બનની લાંબી શૃંખલાના છેલ્લેથી બીજા કાર્બન સાથે જોડાયેલા હોય છે. નિયો પૂર્વગ પેન્ટેન અને નોનેન જેવા આલ્કેનને લાગુ પડે છે.

દા.ત.,  પૂર્વગ નિયો

આ પ્રકારનાં નામકરણ સરળ હાઈડ્રોકાર્બન માટે અનુકૂળ છે; પરંતુ વધુ જટિલ હાઈડ્રોકાર્બનનાં નામકરણ માટે IUPAC નામકરણ વધુ અનુકૂળ છે. આલ્કેન સંયોજનોનાં IUPAC નામકરણ તમે સિમેસ્ટર 1માં શીખી ગયા છો.

નીચેના કોષ્ટક 6.3માં કેટલાક આલ્કેન અને તેના સમઘટકોનું બંધારણીય સૂત્ર, IUPAC નામ, સામાન્ય નામ, ઉત્કલનબિંદુ અને ગલનબિંદુ દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 6.3 આલ્કેન સંયોજનના બંધારણીય સૂત્ર, IUPAC નામ, સામાન્ય નામ, ઉત્કલનબિંદુ અને ગલનબિંદુ

ક્રમ	આણ્વિય સૂત્ર	બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ	સામાન્ય નામ	ગલનબિંદુ કેલ્વિન (K)	ઉત્કલનબિંદુ કેલ્વિન (K)
1	CH_4	CH_4	મિથેન	મિથેન	90.5	111.0
2	C_2H_6	$CH_3\ CH_3$	ઇથેન	ઇથેન	101.0	184.0
3	C_3H_8	$CH_3\ CH_2\ CH_3$	પ્રોપેન	પ્રોપેન	85.3	231.0
4	C_4H_{10}	$CH_3-(CH_2)_2-CH_3$	બ્યુટેન	n-બ્યુટેન	134.6	272.0
		$CH_3-CH(CH_3)-CH_3$	2 મિથાઇલ પ્રોપેન	આઇસોબ્યુટેન	114.7	261.0
5	C_5H_{12}	$CH_3-(CH_2)_3-CH_3$	પેન્ટેન	n-પેન્ટેન	143.3	309.1
		$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$	2 મિથાઇલ બ્યુટેન	આઇસોપેન્ટેન	113.1	301.0
		$H_3C-C(CH_3)_2-CH_3$	2, 2 ડાય-મિથાઇલ પ્રોપેન	નિયોપેન્ટેન	256.4	282.5
6	C_6H_{14}	$CH_3-(CH_2)_4-CH_3$	હેક્ઝેન	n-હેક્ઝેન	178.5	342.0
		$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$	2 મિથાઇલ પેન્ટેન	આઇસોહેક્ઝેન	113.0	301.0
		$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$	3 મિથાઇલ પેન્ટેન	–	155.0	336.0
		$H_3C-C(CH_3)_2-CH_2-CH_3$	2,2 ડાય-મિથાઇલ બ્યુટેન	નિયોહેક્ઝેન	175.0	323.0
		$CH_3-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH_3$	2,3 ડાય-મિથાઇલ બ્યુટેન	–	144.0	331.0

7	C_7H_{16}	$CH_3-(CH_2)_5-CH_3$	હેપ્ટેન	n-હેપ્ટેન	182.4	371.4
8	C_8H_{18}	$CH_3-(CH_2)_6-CH_3$	ઑક્ટેન	n-ઑક્ટેન	216.2	398.7
9	C_9H_{20}	$CH_3-(CH_2)_7-CH_3$	નોનેન	n-નોનેન	222.0	423.8
10	$C_{10}H_{22}$	$CH_3-(CH_2)_8-CH_3$	ડેકેન	n-ડેકેન	243.3	447.1

6.3.3 આલ્કેન સંયોજનોની બનાવટ (Preparation of Alkane Compounds) :

(1) અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બનમાંથી : આલ્કિન કે આલ્કાઇન જેવા અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બનની સામાન્ય તાપમાને Pt અથવા Pd જેવા ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ડાયહાઇડ્રોજન સાથેની યોગશીલ પ્રક્રિયાથી આલ્કેન સંયોજનો મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હાઇડ્રોજિનેશન કહે છે. જો Ni ઉદ્દીપકની હાજરીમાં આ પ્રક્રિયા કરવામાં આવે, તો ઊંચું તાપમાન અને દબાણ જરૂરી છે.

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + H_2 \xrightarrow{[Pt/Pd]} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3-CH_3}$$

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + H_2 \xrightarrow[\Delta \text{ દબાણ}]{[Ni]} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3-CH_3}$$

$$\underset{\text{પ્રોપાઇન}}{CH_3-C\equiv C-H} + 2H_2 \xrightarrow{[Pt/Pd]} \underset{\text{પ્રોપેન}}{CH_3-CH_2-CH_3}$$

$$\underset{\text{પ્રોપાઇન}}{CH_3-C\equiv C-H} + 2H_2 \xrightarrow[\Delta \text{ દબાણ}]{[Ni]} \underset{\text{પ્રોપેન}}{CH_3-CH_2-CH_3}$$

(2) આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંથી : આલ્કાઇલ હેલાઇડની ઝિંક (Zn) અને હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયાથી મળતાં હાઇડ્રોજન સાથેની રિડક્શન પ્રક્રિયાથી આલ્કેન મળે છે.

$$\underset{\text{ક્લોરોઇથેન}}{CH_3CH_2Cl} + H_2 \xrightarrow{[Zn+HCl]} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3-CH_3} + HCl$$

$$\underset{\text{1 ક્લોરો પ્રોપેન}}{CH_3-CH_2-CH_2-Cl} + H_2 \xrightarrow{[Zn+HCl]} \underset{\text{પ્રોપેન}}{CH_3-CH_2-CH_3} + HCl$$

(3) કાર્બોક્સિલિક ઍસિડમાંથી : કાર્બોક્સિલિક ઍસિડની સોડાલાઇમ (ઘન NaOH + CaO) સાથેની પ્રક્રિયાથી સૌપ્રથમ કાર્બોક્સિલિક ઍસિડનો સોડિયમક્ષાર મળે છે. બનતા સોડિયમક્ષારની સોડાલાઇમ સાથે ઊંચા તાપમાને પ્રક્રિયા કરતાં કાર્બોક્સિલિક ઍસિડ કરતાં એક કાર્બન ઓછો હોય તેવો આલ્કેન મળે છે. આ પ્રક્રિયા દરમિયાન કાર્બોક્સિલિક ઍસિડમાંથી કાર્બનડાયોક્સાઇડ મુક્ત થતો હોવાથી તેને ડિકાર્બોક્સિલેશન પ્રક્રિયા કહે છે.

$$\text{(a)}\ \underset{\text{ઍસિટિક ઍસિડ}}{CH_3COOH} \xrightarrow[573\ K]{(CaO+NaOH)\ \text{સોડાલાઇમ}} \underset{\text{સોડિયમ ઇથેનોએટ}}{CH_3COONa}$$

$$\underset{\text{સોડિયમ ઇથેનોએટ}}{CH_3COONa} + NaOH \xrightarrow[\Delta]{CaO} \underset{\text{મિથેન}}{CH_4} + \underset{\text{સોડિયમ કાર્બોનેટ}}{Na_2CO_3}$$

$$\text{(b)}\ \underset{\text{પ્રોપેનોઇક ઍસિડ}}{CH_3CH_2COOH} \xrightarrow[\Delta]{(CaO+NaOH)} \underset{\text{સોડિયમ પ્રોપેનોએટ}}{CH_3CH_2COONa}$$

$$\underset{\text{સોડિયમ પ્રોપેનોએટ}}{CH_3CH_2COONa} \xrightarrow[\Delta]{(CaO+NaOH)} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3CH_3} + \underset{\text{સોડિયમ કાર્બોનેટ}}{Na_2CO_3}$$

6.3.4 આલ્કેન સંયોજનોના ગુણધર્મો (Properties of Alkane Compounds) :

(1) ભૌતિક ગુણધર્મો : આલ્કેનમાં C–C અને C–H વચ્ચે સહસંયોજક બંધ બને છે. કાર્બન અને હાઇડ્રોજનની વિદ્યુતઋણતા વચ્ચે બહુ જ ઓછો તફાવત હોવાના કારણે આલ્કેનમાં C–H બંધ ધ્રુવીય હોતો નથી.

આલ્કેન અધ્રુવીય અણુ હોવાથી અણુ-અણુ વચ્ચે નિર્બળ આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળ (વાન્ ડર વાલ્સ બળ) ઉદ્ભવે છે. આલ્કેનમાં નિર્બળ આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળો હોવાથી C_1 થી C_4 કાર્બન ધરાવતા આલ્કેન વાયુસ્થિતિમાં, C_5 થી C_{17} કાર્બન ધરાવતા આલ્કેન પ્રવાહી સ્થિતિમાં અને C_{18} કે તેથી વધુ કાર્બન ધરાવતા આલ્કેન સામાન્ય તાપમાને (298 K) ઘન સ્થિતિમાં હોય છે. આલ્કેન અધ્રુવીય હોવાથી પાણી જેવા ધ્રુવીય દ્રાવકોમાં દ્રાવ્ય થતા નથી. આલ્કેનમાં જેમજેમ કાર્બનની સંખ્યા વધે તેમ તેમ આણ્વિયદળ વધતાં આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળો વધે છે. તેથી વધુ આણ્વિય દળ ધરાવતા આલ્કેનમાં ઊંચાં ઉત્કલનબિંદુ જોવા મળે છે. દા.ત., CH_4 (111.0 K)

CH_3CH_3 (184.0 K)

$CH_3CH_2CH_3$ (231.0 K)

કાર્બનની સમાન સંખ્યા ધરાવતા પ્રાથમિક આલ્કેન કરતાં દ્વિતીયક અને દ્વિતીયક કરતાં તૃતીયક આલ્કેનનાં ઉત્કલનબિંદુ નીચાં હોય છે. જેમકે પેન્ટેન (309 K) કરતાં

દ્વિતીયક 2- મિથાઇલ બ્યુટેન (301 K) અને તેના કરતાં તૃતીયક 2, 2 ડાયમિથાઇલ પ્રોપેન (282.5 K)માં ઉત્કલનબિંદુ નીચાં છે. પ્રાથમિકથી તૃતીયક તરફ જતાં ઉત્કલનબિંદુમાં થતા ઘટાડાનું કારણ નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય. જેમ શાખાઓ વધે છે. તેમ અણુની સંપર્ક-સપાટી ઘટે છે. સંપર્ક-સપાટી ઘટતાં આંતરઆણ્વિય આકર્ષણબળ ઘટે છે, તેથી પ્રવાહીનું બાષ્પમાં રૂપાંતરણ કરવા ઓછી શક્તિ આપવી પડે છે.

(2) રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) : આલ્કેન સંયોજનો સંતૃપ્ત હોવાથી આલ્કેન માત્ર વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ આપે છે.

(i) હેલોજિનેશન : આલ્કેનની ઊંચા તાપમાને અથવા સૂર્યપ્રકાશમાંનાં પારજાંબલી કિરણોની હાજરીમાં હેલોજન સાથેની વિસ્થાપનની પ્રક્રિયા થઈ આલ્કાઇલહેલાઇડ સંયોજનો મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હેલોજિનેશન કહે છે.

આલ્કેનમાંના હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન હેલોજન-સમૂહ વડે થઈ શકે છે. હેલોજિનેશન પ્રક્રિયા માટે ફ્લોરિન, ક્લોરિન, બ્રોમિન અને આયોડિનના સક્રિયતાક્રમ નીચે પ્રમાણે છે. $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$. ફ્લોરિનનો અણુ ઘણો સક્રિય હોવાથી મુક્તમૂલક ક્રિયાવિધિ પ્રમાણે થતી આ પ્રક્રિયામાં ઉદ્દીપકની જરૂર પડતી નથી.

$$CH_4 + F_2 \rightarrow CH_3F + HF \ (\Delta H = 167.36 \text{ કિ જૂલ મોલ}^{-1})$$

(a) ક્લોરિનેશન : આલ્કેનનું ક્લોરિનેશન કરવા માટે સૂર્યપ્રકાશની હાજરીમાં અથવા 573–673 K જેટલા ઊંચા તાપમાને આલ્કેનની Cl_2 સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે.

દા.ત. મિથેનની ક્લોરિન સાથે 573 K જેટલા ઊંચા તાપમાને અથવા uv કિરણોની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરતાં ક્લોરોમિથેન નીપજ મળે છે.

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow[573 K]{h\nu \text{ અથવા}} \underset{\text{ક્લોરોમિથેન}}{CH_3Cl} + HCl$$

આ પ્રક્રિયા સતત ચાલુ રહી ક્લોરોમિથેનના બીજા ત્રણ હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન ક્લોરિન વડે થઈ, છેવટે ટેટ્રાક્લોરોમિથેન મળે છે.

$$\underset{\text{ક્લોરોમિથેન}}{CH_3Cl} + Cl_2 \xrightarrow[520\text{-}670 K]{h\nu \text{ અથવા}} \underset{\text{ડાયક્લોરોમિથેન}}{CH_2Cl_2} + HCl$$

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \xrightarrow[520\text{-}670 K]{h\nu \text{ અથવા}} \underset{\text{ટ્રાયક્લોરોમિથેન}}{CHCl_3} + HCl$$

$$CHCl_3 + Cl_2 \xrightarrow[520\text{-}670 K]{h\nu \text{ અથવા}} \underset{\text{ટેટ્રાક્લોરોમિથેન}}{CCl_4} + HCl$$

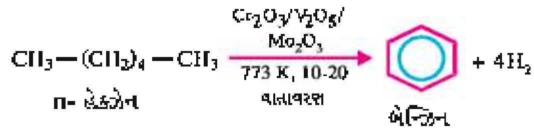
(b) બ્રોમિનેશન : આલ્કેન સાથે બ્રોમીનની પ્રક્રિયા ક્લોરિનેશનની જેવી જ પરંતુ ધીમી છે.

(c) આયોડિનેશન : આલ્કેન સાથે આયોડિન પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા આપે છે.

$$CH_4 + I_2 \rightleftharpoons \underset{\text{મિથાઇલ આયોડાઇડ}}{CH_3I} + HI$$

(ii) ચક્રીયકરણ : છ કે તેથી વધુ કાર્બન ધરાવતા નોર્મલ આલ્કેનની 773 K તાપમાને અને 10થી 20 વાતાવરણ દબાણે ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરતાં ચક્રીયકરણથી બેન્ઝિન અને તેના વ્યુત્પન્નો બને છે. આ પ્રક્રિયાને ચક્રીયકરણ કે ડિહાઇડ્રોજિનેશન કહે છે.

દા.ત., n-હેક્ઝેનની 773 K તાપમાને 10-20 વાતાવરણ દબાણે V_2O_5 કે Cr_2O_3 કે Mo_2O_3 ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ડિહાઇડ્રોજિનેશનની પ્રક્રિયાથી બેન્ઝિન મળે છે.

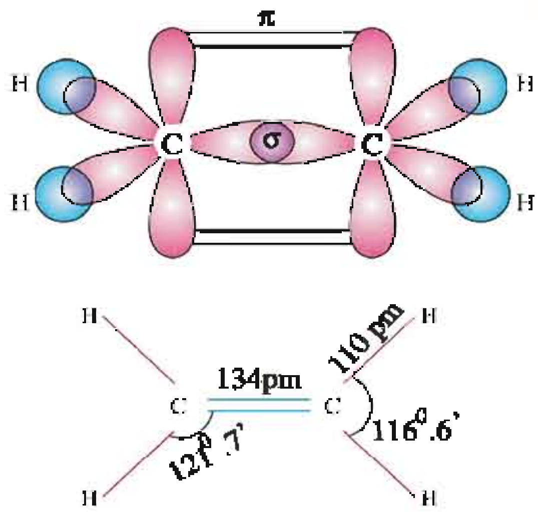


(iii) પાણી (બાષ્પ) સાથેની પ્રક્રિયા : આલ્કેનની Ni (નિકલ) ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પાણીની બાષ્પ સાથે ઊંચા તાપમાને પ્રક્રિયા કરતાં હાઇડ્રોજન વાયુ મુક્ત થાય છે. ઉદ્યોગોમાં હાઇડ્રોજન વાયુ મેળવવા આ પદ્ધતિનો ઉપયોગ થાય છે. જેમકે મિથેનની પાણીની બાષ્પ સાથે Ni ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ઊંચા તાપમાને પ્રક્રિયા કરતાં CO અને H_2નું મિશ્રણ મળે છે.

$$\underset{\text{મિથેન}}{CH_4} + H_2O_{(g)} \xrightarrow[\Delta]{[Ni]} \underset{\text{કાર્બન મોનોક્સાઇડ}}{CO} + 3H_2$$

6.4 આલ્કીન સંયોજનો (Alkene Compounds)

આલ્કીન અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. જે હાઇડ્રોકાર્બનમાં બે કાર્બન વચ્ચે ઓછામાં ઓછો એક દ્વિબંધ હોય તેને આલ્કીન સંયોજનો કહે છે. આલ્કીનનું સામાન્ય સૂત્ર C_nH_{2n} છે. ઇથિન આ શ્રેણીનું પ્રથમ સભ્ય છે. ઇથિનમાં બંને કાર્બન પરમાણુમાં sp^2-સંકરણ થાય છે. sp^2-સંકરણથી ઉદ્‌ભવતી ત્રણ કક્ષકો સંમિશ્રણથી σ–બંધ બનાવે છે. સંકરણમાં ભાગ ન લેતી p-કક્ષકના સંમિશ્રણથી π–બંધ બને છે. ઇથિનમાં ચાર C–H σ–બંધ છે. ઇથિનમાં ચાર C–H σ–બંધની દરેકની બંધલંબાઈ 110 pm છે, અને C=C વચ્ચેની બંધલંબાઈ 134 pm છે. જ્યારે H–C–H વચ્ચેનો બંધખૂણો $116^0 6'$ અને C–C–H વચ્ચે $121^0 7'$ છે. ઇથિન અણુનો આકાર સમતલીય ત્રિકોણ છે, જે આકૃતિ 6.2માં દર્શાવેલ છે.



H – C – H બંધકોણ $116^0 6'$

H – C – C બંધકોણ $121^0 7'$

C = C બંધલંબાઈ 134 pm

C – H બંધલંબાઈ 110 pm

આકૃતિ 6.2 ઇથિન અણુનો આકાર

6.4.1 આલ્કીનનું IUPAC નામકરણ અને સમઘટકતા (IUPAC Nomenclature and Isomerism of Alkene) :

(1) આલ્કીનના IUPAC નામકરણ માટે લાંબામાં લાંબી – C = C – દ્વિબંધ ધરાવતી કાર્બનની શૃંખલા પસંદ કરવામાં આવે છે. આ લાંબી કાર્બનની શૃંખલામાં રહેલા કાર્બનની સંખ્યા પ્રમાણે તેનું નામ અપાય છે.

(2) લાંબી શૃંખલામાં રહેલા – C = C – દ્વિબંધ ધરાવતા કાર્બનને લઘુતમ ક્રમ મળે તે પ્રમાણે કાર્બનનો ક્રમ નક્કી કરાય છે.

(3) તેના મૂળ આલ્કેનના નામમાંથી 'એન' પ્રત્યય દૂર કરી 'ઇન' પ્રત્યય લગાડાય છે. બ્યુટેનમાંથી 'એન' પ્રત્યય દૂર કરી 'ઇન' પ્રત્ય લગાડતાં બ્યુટ્ + ઇન = બ્યુટિન થાય. એક જ પ્રકારના વિસ્થાપિત (શાખીય) આલ્કાઇલ સમૂહની સંખ્યા 2, 3 કે 4 હોયતો તેના નામ પૂર્વે અનુક્રમે ડાય, ટ્રાય, ટેટ્રા પૂર્વગનો ઉપયોગ થાય છે.

ઉપરોક્ત નિયમોને આધારે કેટલાક આલ્કીનનાં IUPAC નામકરણ નીચે મુજબ આપી શકાય:

કોષ્ટક 6.4

બંધારણ	IUPAC નામ
$CH_2=CH_2$	ઇથિન
$CH_3-CH=CH_2$	પ્રોપિન
$CH_3-CH_2-CH=CH_2$	બ્યુટ્-1-ઇન
$CH_3-CH=CH-CH_3$	બ્યુટ્-2-ઇન
$CH_2=C(CH_3)-CH_3$	2,મિથાઇલ પ્રોપ્-1-ઇન
$CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$	3,મિથાઇલ બ્યુટ્-1-ઇન
$CH_2=CH-CH=CH_2$	બ્યુટા-1, 3, ડાઇન
$(CH_3)_2-CH-CH=CH-CH=CH-CH(CH_3)-C_2H_5$	2, 7 ડાયમિથાઇલ નોના -3, 5- ડાઇન
	ડેકા-1, 3, 5, 9-ટ્રેટાઇન
$H_3C-CH(CH_3)-CH=C(C_2H_5)-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$	4 ઇથાઇલ-2,6 ડાય-મિથાઇલ ઓક્ટ્-4-ઈન
$CH_3-CH=C(CH_2CH_2CH_3)_2$	3-(n-પ્રોપાઇલ) હેક્ઝ્-2-ઇન

આલ્કીનમાં સમઘટકતા : આલ્કીન સંયોજનો બંધારણીય અને ભૌમિતિક બંને પ્રકારની સમઘટકતા દર્શાવે છે.

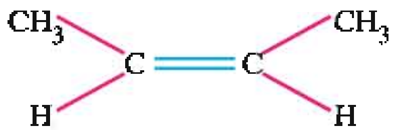
(i) બંધારણીય સમઘટકતા : બે કે ત્રણ કાર્બન ધરાવતા આલ્કીનમાં બંધારણીય સમઘટકતા જોવા મળતી નથી; પરંતુ 4 કે તેથી વધુ કાર્બન ધરાવતા આલ્કીનમાં બંધારણીય સમઘટકતા જોવા મળે છે.

દા.ત. C_4H_8 અણુસૂત્ર ધરાવતા આલ્કીનના બંધારણીય સમઘટકો નીચે પ્રમાણે છે :

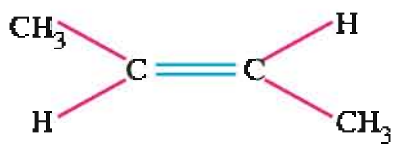
અણુસૂત્ર	બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
C_4H_8	(i) $CH_2=CH-CH_2-CH_3$	બ્યુટ્-1-ઇન
	(ii) $CH_3-CH=CH-CH_3$	બ્યુટ્-2-ઇન
	(iii) $CH_2=C(CH_3)-CH_3$	2,મિથાઇલ પ્રોપ્-1-ઇન

(ii) ભૌમિતિક સમઘટકતા : કેટલાંક આલ્કીન સંયોજનોમાં આણ્વિયસૂત્ર અને બંધારણીય સૂત્ર સમાન હોવા છતાં તેમાં રહેલા ક્રિયાશીલ સમૂહો અને/અથવા પરમાણુઓના અવકાશીય સ્થાનની ગોઠવણી જુદી-જુદી દિશામાં હોય છે. અહીં $-C=C-$ દ્વિબંધ હોવાથી તેની અણુરચના સમતલીય હોય છે. આ પ્રકારની સમઘટકતાને ભૌમિતિક સમઘટકતા કહે છે.

ભૌમિતિક સમઘટકોને સામાન્ય રીતે સિસ અને ટ્રાન્સ સમઘટકો કહે છે. દા.ત.,

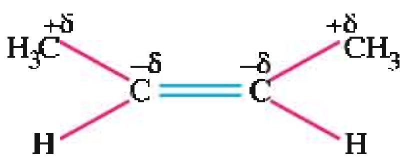


સિસ બ્યુટ્-2-ઇન



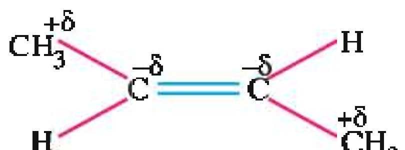
ટ્રાન્સ બ્યુટ્-2-ઇન

સિસ સમઘટકમાં દ્વિબંધ ધરાવતા બે કાર્બનને જોડાયેલા સમાન સમૂહો કે પરમાણુઓ $-C=C-$ દ્વિબંધની એક જ દિશામાં હોય છે. જ્યારે ટ્રાન્સ સમઘટકમાં વિરુદ્ધ દિશામાં અથવા વિકર્ણીય સ્થાનમાં સમાન સમૂહ હોય છે. જો દ્વિબંધ ધરાવતા કાર્બન પર સમાન સમૂહ આવેલા હોય તો ભૌમિતિક સમઘટકતા જોવા મળતી નથી. સિસ અને ટ્રાન્સ સમઘટકોમાં ધ્રુવીયતા નીચે પ્રમાણે જોવા મળે છે :



સિસ બ્યુટ્-2-ઇન

(μ= 0.33 D)



ટ્રાન્સ બ્યુટ્-2-ઇન

(μ= 0.0 D)

આકૃતિ પરથી જોઈ શકાય છે કે સિસ સમઘટક ધ્રુવીય છે, જ્યારે ટ્રાન્સ સમઘટક અધ્રુવીય બને છે, કારણકે ટ્રાન્સ સમઘટકમાં બંને મિથાઇલ સમૂહો વિરુદ્ધ દિશામાં હોવાથી પરિણામી ધ્રુવીય ચાકમાત્રા μનું મૂલ્ય શૂન્ય આવે છે. D = Debye-ધ્રુવીય ચાકમાત્રાનો એકમ છે.

6.4.2 આલ્કીન સંયોજનોની બનાવટ (Preparation of alkene compounds) :

(i) આલ્કાઇનમાંથી : આલ્કાઇનની પેલેડિયમ અને ચારકોલના મિશ્રણયુક્ત ઉદ્દીપકની હાજરીમાં હાઇડ્રોજન વાયુ સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયા કરતાં આલ્કિન મળે છે. આ પેલેડિયમ અને ચારકોલના મિશ્રણયુક્ત ઉદ્દીપકને લિન્ડલર્સ ઉદ્દીપક (Lindlar's catalyst) કહે છે. આમ, સમૂહમાં હાઇડ્રોજન ઉમેરવાની પ્રક્રિયાને હાઇડ્રોજિનેશન પ્રક્રિયા કહે છે.

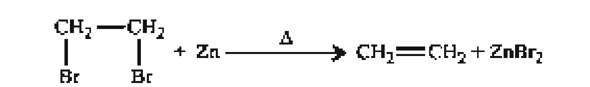
$$\underset{\text{ઇથાઇન}}{CH\equiv CH} + H_2 \xrightarrow{[Pd+C]} \underset{\text{ઇથીન}}{CH_2=CH_2}$$

$$\underset{\text{પ્રોપાઇન}}{CH_3-C\equiv CH} + H_2 \xrightarrow{[Pd+C]} \underset{\text{પ્રોપિન}}{CH_3-CH=CH_2}$$

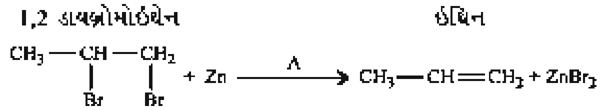
(ii) આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંથી : આલ્કાઇલ ક્લોરાઇડની ઇથેનોલમાં ઓગાળેલા પોટેશીયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ (ઇથેનોલિક KOH) સાથે ઊંચા તાપમાને પ્રક્રિયા કરતાં આલ્કિન મળે છે. આ પ્રક્રિયા દરમિયાન આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંના α-કાર્બન પરનો હેલોજન અને β-કાર્બન પરનો હાઇડ્રોજન દૂર થતો હોવાથી આ પ્રક્રિયાને β-વિલોપન અથવા ડિ-હાઇડ્રોહેલોજિનેશન પ્રક્રિયા કહે છે.

$$\underset{\text{ઇથાઇલ ક્લોરાઇડ}}{CH_3CH_2Cl} \xrightarrow[\text{KOH}]{\text{ઇથેનોલિક}} \underset{\text{ઇથીન}}{CH_2=CH_2} + KCl + H_2O$$

(iii) વિસિનલ ડાયહેલાઇડમાંથી (ડાયહેલોજન આલ્કેનમાંથી) : પાસપાસેના બે કાર્બન સાથે બે હેલોજન પરમાણુ ધરાવતા હેલાઇડને વિસિનલ ડાયહેલાઇડ કહે છે. વિસિનલ ડાયહેલાઇડની ઝિંક ધાતુ સાથેની ઊંચા તાપમાને પ્રક્રિયાથી ZnX_2 મુક્ત થઈ આલ્કીન મળે છે. (X = હેલોજન) આ પ્રક્રિયાને ડિહેલોજિનેશન કહે છે.



1,2 ડાયબ્રોમોઇથેન ઇથિન



1,2 ડાયબ્રોમોપ્રોપેન પ્રોપિન

(iv) આલ્કોહૉલમાંથી : આલ્કોહૉલને સાંદ્ર H_2SO_4 સાથે 443 K તાપમાને ગરમ કરવાથી આલ્કીન મળે છે.

આ પ્રક્રિયા દરમિયાન પાણીનો અણુ મુક્ત થતો હોવાથી આ પ્રક્રિયાને નિર્જલીકરણ પ્રક્રિયા કહે છે. તેને આલ્કોહૉલનું ઍસિડિક નિર્જલીકરણ પણ કહે છે.

$$\underset{\text{ઇથેનોલ}}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow[443\ K]{\text{સાંદ્ર } H_2SO_4} \underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + H_2O$$

6.4.3 આલ્કીન સંયોજનોના ગુણધર્મો (Properties of alkene compounds) :

(1) આલ્કીનના ભૌતિક ગુણધર્મો :

(i) આલ્કીનમાં જોવા મળતા સમઘટકો અને તેના ધ્રુવીય ગુણધર્મને કારણે તેના ભૌતિક ગુણધર્મોમાં વિવિધતા જોવા મળે છે.

(ii) આલ્કીનના બે, ત્રણ કે ચાર કાર્બન ધરાવતા સભ્યો વાયુસ્વરૂપે, C_5થી C_{18} સુધીના સભ્યો પ્રવાહી સ્વરૂપે અને તેનાથી વધુ કાર્બન ધરાવતા સભ્યો ઘનસ્વરૂપે મળે છે.

(iii) ઇથિન રંગવિહીન, ફળ જેવી મીઠી વાસ ધરાવે છે.

(iv) ઇથિન સિવાયના બાકીના બધા જ આલ્કીન વાસવિહીન, સ્વાદવિહીન છે.

(v) ઇથીન સિવાયના આલ્કીન પાણી જેવા ધ્રુવીય દ્રાવકમાં અદ્રાવ્ય છે. પરંતુ અધ્રુવીય કાર્બનિક દ્રાવકો જેવા કે બેન્ઝિન, પેટ્રોલ, ઈથર, કાર્બનટેટ્રાક્લોરાઇડમાં દ્રાવ્ય છે.

(vi) આલ્કેન કરતાં આલ્કીનનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ નીચાં હોય છે તથા આણ્વિય દળ વધતાં તેમાં વધારો થાય છે.

(vii) આલ્કીનમાં શાખીય શૃંખલા ધરાવતા સમઘટકો કરતાં રેખીય શૃંખલા ધરાવતા સમઘટકોમાં ઉત્કલનબિંદુ ઊંચાં હોય છે.

નીચેના કોષ્ટક 6.6માં કેટલાંક આલ્કીન સંયોજનોનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ દર્શાવેલાં છે.

કોષ્ટક 6.5 આલ્કીન સંયોજનોના બંધારણ, ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

IUPAC નામ	બંધારણ	ગલનબિંદુ K	ઉત્કલનબિંદુ K
ઇથિન	$CH_2=CH_2$	104	171
પ્રોપિન(પ્રોપ-1-ઇન)	$CH_2=CH-CH_3$	–	225
બ્યુટ્-1-ઇન	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	–	266.5
પેન્ટ્-1-ઇન	$CH_2=CH(CH_2)_2-CH_3$	–	303
હેક્ઝ્-1-ઇન	$CH_2=CH(CH_2)_3-CH_3$	135	336.5
હેપ્ટ્-1-ઇન	$CH_2=CH(CH_2)_4-CH_3$	154	366.0
ઑક્ટ્-1-ઇન	$CH_2=CH(CH_2)_5-CH_3$	169	395.5
2-મિથાઇલ બ્યુટ્-2-ઇન	$CH_3-CH=C(CH_3)_2$	150	312.0
2, 3-ડાયમિથાઇલ બ્યુટ્-2-ઇન	$(CH_3)_2C=C(CH_3)_2$	199	346

(ii) આલ્કીનના રાસાયણિક ગુણધર્મો : (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) :

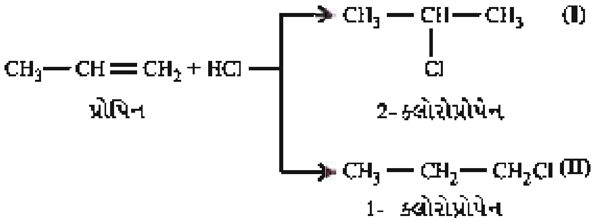
આલ્કીનમાં $-C=C-$ દ્વિબંધમાં રહેલા π બંધ નિર્બળ હોવાથી તે સરળતાથી તૂટે છે અને π બંધના ઇલેક્ટ્રોન મુક્ત થાય છે. આલ્કિનમાં $-C=C-$ માંનો π બંધ તૂટી આ બંને કાર્બન પર પ્રક્રિયકનો પરમાણુ કે ક્રિયાશીલ સમૂહ (પરમાણુનો સમૂહ) ઉમેરવાની ક્રિયાને ઇલેક્ટ્રોન અનુરાગી યોગશીલ પ્રક્રિયા કહે છે.

(1) હેલોજન ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયા : આલ્કીનની હેલોજન ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયાથી આલ્કાઇલહેલાઇડ મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હાઇડ્રોહેલોજિનેશન પ્રક્રિયા કહે છે.

સમમિતિય આલ્કીનમાં નીચે પ્રમાણે પ્રક્રિયા થાય છે.

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + HCl \longrightarrow \underset{\text{ક્લોરોઇથેન}}{CH_3-CH_2Cl}$$

(a) અસમમિતીય આલ્કીનમાં ($CH_3-CH=CH_2$) હેલોજન ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયા અને માર્કોવનિકોવનો નિયમ :

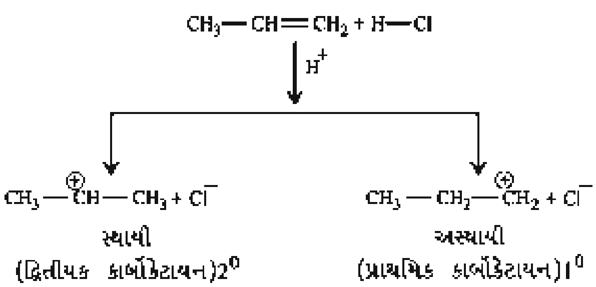


અહીં પ્રોપિનનો હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયાથી બે નીપજો (I) અને (II) મળે છે. મળતી નીપજની સ્થિરતા સમજવા માટે માર્કોવનિકોવનો નિયમ જાણવો જરૂરી છે.

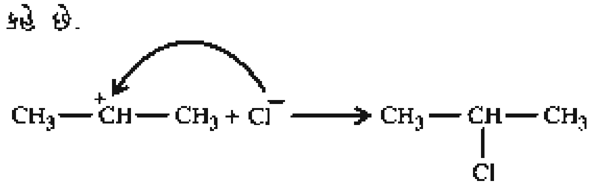
1869માં રશિયન વૈજ્ઞાનિક માર્કોવનિકોવે નીચે પ્રમાણેનો નિયમ રજૂ કર્યો :

"અસમમિત ઇથિલિનિક દ્વિ બંધ ધરાવતા આલ્કીન સાથે અસમ પ્રક્રિયકની યોગશીલ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકનો વિદ્યુતઋણ ઘટક ઓછા હાઇડ્રોજન ધરાવતા ઇથિલિનિક કાર્બન સાથે જોડાય છે." આ સિદ્ધાંતને સારી રીતે સમજવા ઉપરની પ્રક્રિયાની ક્રિયાવિધિ સમજીએ.

ક્રિયાવિધિ : સૌપ્રથમ હાઇડ્રોક્લોરિક ઍસિડ (HCl)માં રહેલો ઇલેક્ટ્રોન અનુરાગી આયન H^+ ઇથિલિનિક દ્વિબંધ ધરાવતા કાર્બન સાથે જોડાઈ નીચે પ્રમાણે કાર્બોકેટાયન બનાવે છે.



પ્રાથમિક કાર્બોકેટાયન કરતાં દ્વિતીયક કાર્બોકેટાયન વધુ સ્થાયી હોવાથી HClમાંનો ઋણ આયન Cl^- બહુ જ ઝડપથી દ્વિતીયક કાર્બોકેટાયનના કાર્બન સાથે જોડાય છે. જ્યારે અણુમાં કાર્બન ધનભાર ધરાવે છે, તેને કાર્બોકેટાયન કહે છે.



2-ક્લોરોપ્રોપેન

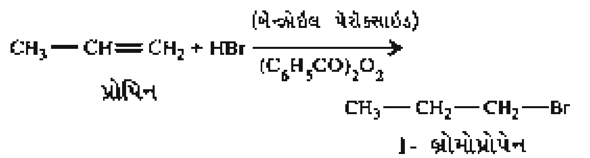
આમ ઓછા હાઇડ્રોજન ધરાવતા ઇથિલિનિક કાર્બન સાથે જ Cl^- આયન જોડાતાં સ્થાયી નીપજ મળતી હોવાથી પરિણામ સ્વરૂપે એકજ નીપજ 2-ક્લોરોપ્રોપેન મળે છે.

(b) અસમમિત આલ્કીનમાં હેલોજન ઍસિડ સાથેની પ્રક્રિયા અને પેરૉક્સાઇડ અસર :

અસમમિત આલ્કીનની HBr જેવા હેલોજન ઍસિડ સાથે પેરૉક્સાઇડ ઉદીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરવામાં આવે, તો માર્કોવનિકોવના નિયમ વિરુદ્ધ નીપજ મળે છે. આ પ્રકારની પ્રક્રિયા HCl કે HI સાથે જોવા મળતી નથી, માત્ર HBr સાથે જ થાય છે.

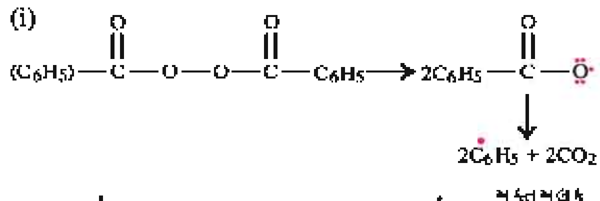
1933માં એમ. એસ. ખાર્સ (M. S. Kharsha) અને એફ. આર. મેયો (F. R. Mayo)એ આ ક્રિયાવિધિનો અભ્યાસ કર્યો, જેને **પેરૉક્સાઇડ અસર** અથવા **ખાર્સ-અસર** અથવા **પ્રતિમાર્કોવનિકોવ નિયમ** તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

દા.ત.



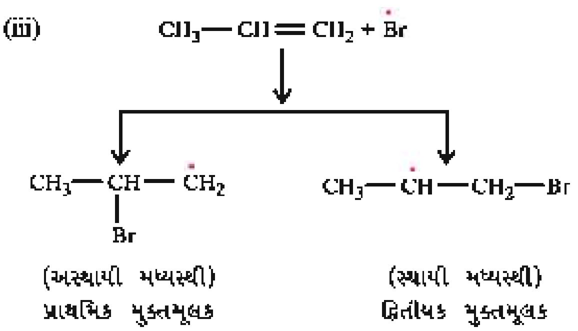
પેરૉક્સાઇડ અસર પ્રમાણે મુક્તમૂલક યોગશીલ પ્રક્રિયાની ક્રિયાવિધિ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય. અહીં સહસંયોજક બંધના સમવિભાજનથી મુક્તમૂલકો ઉત્પન્ન થાય છે.

(i)



(ii) $\dot{C}_6H_5 + H-Br \rightarrow C_6H_6 + \dot{B}r$
(મુક્તમૂલક) (મુક્તમૂલક)

(iii)

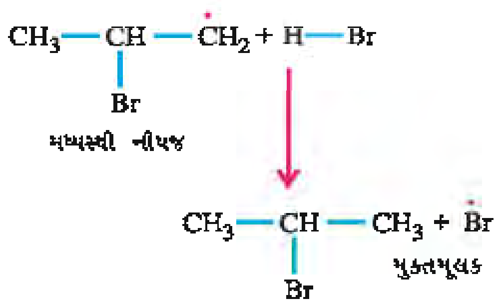


(iv)

$$CH_3-\dot{C}H-CH_2Br + H-Br \longrightarrow CH_3-CH_2-CH_2-Br + \dot{B}r$$

મુખ્ય નીપજ 1-બ્રોમોપ્રોપેન મુક્તમૂલક

(iv)



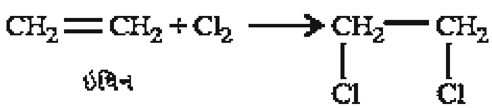
2- બ્રોમોપ્રોપેન
(ગૌણનીપજ)

(2) ડાયહાઇડ્રોજન સાથેની પ્રક્રિયા : આલ્કીનની સામાન્ય તાપમાને Pt અથવા Pd જેવા ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ડાયહાઇડ્રોજન સાથેની યોગશીલ પ્રક્રિયાથી આલ્કેન મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હાઇડ્રોજિનેશન કહે છે. જો Ni ઉદ્દીપકની હાજરીમાં આ પ્રક્રિયા કરવામાં આવે, તો ઊંચું તાપમાન અને દબાણ જરૂરી છે.

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + H_2 \xrightarrow{[Pt/Pd]} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3-CH_3}$$

$$\underset{\text{ઇથિન}}{CH_2=CH_2} + H_2 \xrightarrow[\Delta,\ \text{દબાણ}]{[Ni]} \underset{\text{ઇથેન}}{CH_3-CH_3}$$

(3) હેલોજન સાથેની પ્રક્રિયા : આલ્કિનની હેલોજન સાથેની પ્રક્રિયાથી ઇથિલિનિક દ્વિબંધમાંનો π-બંધ તૂટીને હેલોજન અણુ ઉમેરાતાં ડાયહેલોજનયુક્ત આલ્કેન મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હેલોજિનેશન પ્રક્રિયા કહે છે.

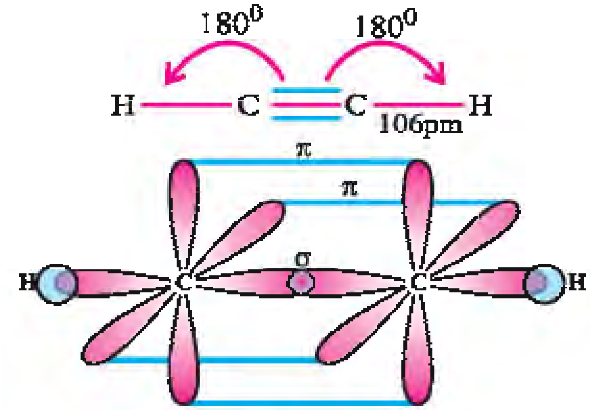


1, 2- ડાયક્લોરો ઇથેન

6.5 આલ્કાઇન સંયોજનો (Alkyne Compounds) :

આલ્કીનની જેમ આલ્કાઇન પણ અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે. જે હાઇડ્રોકાર્બનમાં બે કાર્બન વચ્ચે ઓછામાં ઓછો એક ત્રિબંધ હોય તેને આલ્કાઇન સંયોજનો કહે છે. આલ્કાઇનનું સામાન્ય સૂત્ર C_nH_{2n-2} છે.

આલ્કાઇન શ્રેણીના પ્રથમ સભ્ય એસિટિલિન (ઇથાઇન)માં બંને કાર્બન પરમાણુઓ એકબીજા સાથે ત્રિબંધથી જોડાયેલા હોય છે અને sp-સંકરણ ધરાવે છે. આથી ઇથાઇન અણુ 180^0 બંધકોણ ધરાવતો રેખીય આકાર ધરાવે છે. C–H વચ્ચેના બંધની બંધલંબાઈ 106 pm અને –C ≡ C– બંધલંબાઈ 120 pm છે. જે આકૃતિ 6.3માં દર્શાવેલ છે.



C ≡ C બંધલંબાઈ 120 pm
C – H બંધલંબાઈ 106 pm
બંધખૂણો 180^0
આકૃતિ 6.3 ઇથાઇન અણુનો આકાર

6.5.1 આલ્કાઇન સંયોજનોનું IUPAC નામકરણ અને સમઘટકતા (IUPAC Nomenclature of Alkyne Compounds and Isomerism) :

આલ્કાઇનનું IUPACનામકરણ આલ્કેનના એન પ્રત્યયને દૂર કરી આઇન પ્રત્યય લગાડવાથી થાય છે. (પ્રત્યય સિવાય બાકીના નિયમો આલ્કીન અને આલ્કાઇનમાં સરખા/સમાન છે.) દા.ત., ઇથેન-ઇથાઇન

નીચેના કોષ્ટક 6.6માં કેટલાંક આલ્કાઇન સંયોજનોનાં બંધારણીય-સૂત્ર અને IUPAC નામ દર્શાવેલાં છે.

કોષ્ટક 6.6

બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
CH≡CH	ઇથાઇન
$H_3C-C\equiv CH$	પ્રોપાઇન
$H_3C-CH_2-C\equiv CH$	બ્યુટ્-1-આઇન
$H_3C-C\equiv C-CH_3$	બ્યુટ્-2-આઇન
$H_3C-CH(CH_3)-C\equiv CH$	3-મિથાઇલ-બ્યુટ્-1-આઇન
$CH_3-C\equiv C-CH(CH_3)-CH_3$	4-મિથાઇલ-પેન્ટ્-2-આઇન
$CH\equiv C-C(CH_3)_2-CH_3$	3,3 ડાયમિથાઇલ-બ્યુટ્-1-આઇન

આલ્કાઇન સંયોજનોમાં સમઘટકતા : જે કાર્બનિક સંયોજનોનાં આણ્વિય સૂત્ર સમાન હોય પરંતુ બંધારણીય સૂત્ર અલગ હોય તેને બંધારણીય સમઘટકો કહે છે. આ ઘટનાને બંધારણીય સમઘટકતા કહે છે. આલ્કાઇનમાં બે કે ત્રણ કાર્બનવાળા આલ્કાઇન એક જ બંધારણીય સૂત્ર ધરાવતા હોવાથી તેના સમઘટકો મળતા નથી. ચાર કાર્બન ધરાવતા આલ્કાઇનના બંધારણીય સમઘટકો નીચે પ્રમાણે છે.

કોષ્ટક 6.7

આણ્વિય સૂત્ર	બંધારણીય સૂત્ર	IUPAC નામ
C_4H_6	(i) $CH_3-CH_2-C\equiv CH$	બ્યુટ્-1-આઇન
	(ii) $CH_3-C\equiv C-CH_3$	બ્યુટ્-2-આઇન
C_5H_8	(i) $CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$	પેન્ટ્-1-આઇન
	(ii) $CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$	પેન્ટ્-2-આઇન
	(iii) $CH_3-\underset{\underset{CH_3}{\mid}}{CH}-C\equiv CH$	3 મિથાઇલ બ્યુટ્-1-આઇન

6.5.2 આલ્કાઇન સંયોજનોની બનાવટ (Preparation of Alkyne Compounds) :

(i) કેલ્શિયમ કાર્બાઇડમાંથી : કેલ્શિયમ કાર્બાઇડની પાણી સાથેની પ્રક્રિયાથી ઔદ્યોગિક ક્ષેત્રે ઇથાઇન બનાવવામાં આવે છે. સૌપ્રથમ કેલ્શિયમ કાર્બોનેટને ઊંચા તાપમાને ગરમ કરી તેમાંથી કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ (ચૂનો) મેળવવામાં આવે છે.

$$\underset{\text{કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ}}{CaCO_3} \xrightarrow{1373\,K} \underset{\text{લાઇમ (ચૂનો)}}{CaO} + CO_2$$

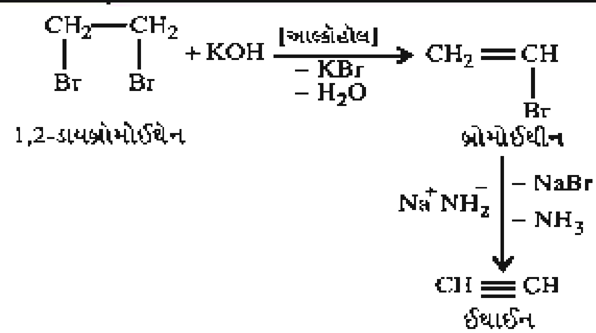
હવે કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ (ચૂનો)ને કોક સાથે ગરમ કરતાં કેલ્શિયમ કાર્બાઇડ અને કાર્બન મોનૉક્સાઇડ મળે છે.

$$\underset{\text{કેલ્શિયમ ઑક્સાઇડ}}{CaO} + 3C \xrightarrow{2273\,K} \underset{\text{કેલ્શિયમ કાર્બાઇડ}}{CaC_2} + CO$$

કેલ્શિયમ કાર્બાઇડની પાણી સાથેની પ્રક્રિયાથી ઇથાઇન મળે છે.

$$\underset{\text{કેલ્શિયમ કાર્બાઇડ}}{CaC_2} + 2H_2O \longrightarrow \underset{\text{કેલ્શિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{ઇથાઇન}}{CH\equiv CH}$$

(ii) વિસિનલ ડાયહેલાઇડમાંથી : વિસિનલ ડાયહેલાઇડની આલ્કોહોલિક પોટેશિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ સાથેની પ્રક્રિયાથી આલ્કીનાઇલ હેલાઇડ મળે છે. આ આલ્કીનાઇલ હેલાઇડની સોડામાઇડ ($NaNH_2$) સાથેની પ્રક્રિયાથી આલ્કાઇન મળે છે. આ પ્રક્રિયાને ડિહાઇડ્રોહેલોજિનેશન કહે છે.



6.5.3 આલ્કાઇન સંયોજનોના ગુણધર્મો (Properties of Alkyne Compounds) :

(1) ભૌતિક ગુણધર્મો :

(i) આલ્કાઇન શ્રેણીના પ્રથમ ત્રણ સભ્યો વાયુસ્વરૂપે, ત્યાર પછીના આઠ પ્રવાહી સ્વરૂપે અને તેથી વધુ કાર્બન ધરાવતાં આલ્કાઇન સંયોજનો ઘન સ્વરૂપે જોવા મળે છે.

(ii) બધા જ આલ્કાઇન સંયોજનો રંગવિહીન છે. ઇથાઇનની વાસ લાક્ષણિક હોય છે. તે સિવાયના બીજા આલ્કાઇન વાસવિહીન હોય છે.

(iii) આલ્કાઇન નિર્બળ ધ્રુવીય સંયોજનો છે.

(iv) આલ્કાઇન પાણી કરતાં હલકા અને ધ્રુવીય દ્રાવક પાણીમાં અદ્રાવ્ય છે. તે ઇથર, કાર્બન ટેટ્રાક્લોરાઇડ બેન્ઝિન, જેવા કાર્બનિક અધ્રુવીય દ્રાવકોમાં દ્રાવ્ય થાય છે.

(v) આલ્કાઇનમાં જેમ આણ્વિય દળ વધે તેમ તેનાં ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ અને ઘનતા વધે છે. નીચેના કોષ્ટકમાં સરળશૃંખલા ધરાવતા કેટલાક આલ્કાઇનનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ આપેલાં છે.

કોષ્ટક 6.8 આલ્કાઈન સંયોજનોના બંધારણ ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

IUPAC નામ	બંધારણ	ગલનબિંદુ K	ઉત્કલનબિંદુ K
ઈથાઈન	$HC{\equiv}CH$	192.2	189
પ્રોપાઈન	$HC{\equiv}C-CH_3$	170.3	249.8
બ્યુટ્-1-આઈન	$HC{\equiv}C-CH_2-CH_3$	147.3	281.1
બ્યુટ્-2-આઈન	$H_3C-C{\equiv}C-CH_3$	240.7	300.0
પેન્ટ્-1-આઈન	$HC{\equiv}CCH_2CH_2CH_3$	167.3	313.2
પેન્ટ્-2-આઈન	$H_3CC{\equiv}C-CH_2-CH_3$	163.7	329.1
હેક્ઝ્-1-આઈન	$HC{\equiv}CCH_2CH_2CH_2CH_3$	141.1	344.3
હેક્ઝ્-2-આઈન	$H_3CC{\equiv}CCH_2CH_2CH_3$	183.5	357.5
હેક્ઝ્-3-આઈન	$H_3CCH_2C{\equiv}C-CH_2-CH_3$	169.5	354.4
હેપ્ટ્-1-આઈન	$HC{\equiv}CCH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	192.1	372.7

(2) રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) :

(i) આલ્કાઈનનો ઍસિડિક ગુણધર્મ : માત્ર ઈથાઈન જ એસિડિક ગુણધર્મ ધરાવે છે. ઈથાઈન (એસિટિલિન) નિર્બળ એસિડ છે તે સોડિયમ કે સોડામાઈડ જેવા પ્રબળ બેઈઝ સાથે પ્રક્રિયા કરી પ્રથમ મોનોસોડિયમ ઈથેનાઈડ (સોડિયમ એસિટિલાઈડ) આપે છે.

$$\underset{\text{ઈથાઈન}}{CH\equiv CH} + Na \longrightarrow \underset{\text{મોનોસોડિયમ ઈથેનાઈડ}}{HC\equiv C^-Na^+} + \frac{1}{2}H_2$$

$$\underset{\text{ઈથાઈન}}{CH\equiv CH} + \underset{\text{સોડામાઈડ}}{NaNH_2} \longrightarrow \underset{\text{મોનોસોડિયમ ઈથેનાઈડ}}{HC\equiv C^-Na^+} + NH_3$$

(ii) યોગશીલ પ્રક્રિયાઓ (ઈલેક્ટ્રૉન-અનુરાગી પ્રક્રિયાઓ) : આલ્કાઈનની Pt અથવા Pd અથવા Ni જેવા ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ડાયહાઈડ્રોજન સાથે ગરમ કરતાં યોગશીલ પ્રક્રિયા થઈ આલ્કીન મળે છે, તેની વધુ હાઈડ્રોજન સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયાથી આલ્કેન મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હાઈડ્રોજિનેશન કહે છે.

$$\underset{\text{ઈથાઈન}}{CH\equiv CH} + H_2 \xrightarrow{Pt/Pd} \underset{\text{ઈથિન}}{CH_2=CH_2} \xrightarrow[Pt/Pd]{H_2} \underset{\text{ઈથેન}}{CH_3-CH_3}$$

$$\underset{\text{ઈથાઈન}}{CH\equiv CH} + H_2 \xrightarrow[\Delta]{[Ni]} \underset{\text{ઈથિન}}{CH_2=CH_2} \xrightarrow[{[Ni]},\ \Delta]{H_2} \underset{\text{ઈથેન}}{CH_3-CH_3}$$

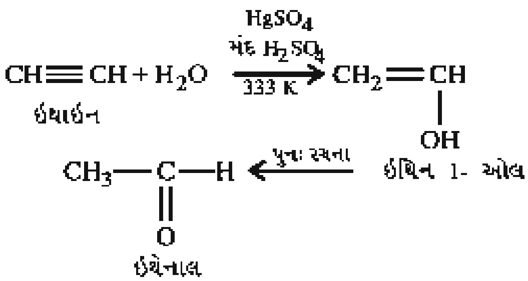
ડાયહેલોજન સાથે : આલ્કાઈનની ડાયહેલોજન સાથેની યોગશીલ પ્રક્રિયાથી π-બંધ તૂટી હેલોજન અણુ ઉમેરાતાં આલ્કીનાઈલ ડાયહેલાઈડ મળે છે. તેની વધુ ડાયહેલોજન સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયાથી ટેટ્રાહેલો આલ્કેન મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હેલોજિનેશન કહે છે.

$$\underset{\text{પ્રોપાઈન}}{CH_3-C\equiv CH} + \underset{\text{ડાયબ્રોમિન}}{Br_2} \longrightarrow \underset{\text{1,2- ડાયબ્રોમોપ્રોપિન}}{CH_3-C(Br)=CH(Br)} \xrightarrow{Br_2} \underset{\text{1,1,2,2-ટેટ્રાબ્રોમોપ્રોપેન}}{CH_3-CBr_2-CHBr_2}$$

હાઈડ્રોજન હેલાઈડ સાથે : આલ્કાઈનની હાઈડ્રોજન હેલાઈડ, જેવા કે, HCl, HBr, HI સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયાથી આલ્કીન હેલાઈડ મળે છે. તેની વધુ હાઈડ્રોજન હેલાઈડ સાથેની પ્રક્રિયાથી આલ્કેન ડાયહેલાઈડ મળે છે. આ પ્રક્રિયાને હાઈડ્રોહેલોજિનેશન કહે છે.

$$\underset{\text{ઈથાઈન}}{CH\equiv CH} + HBr \longrightarrow \underset{\text{બ્રોમોઈથીન}}{CH_2=CHBr} \xrightarrow{HBr} \underset{\text{1,1-ડાયબ્રોમોઈથેન}}{CH_3-CH(Br)-Br}$$

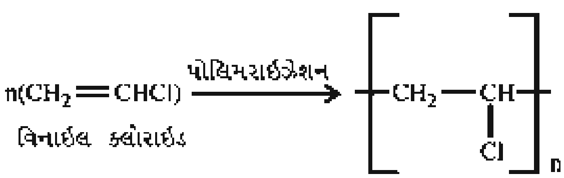
પાણી સાથે : આલ્કાઇન સામાન્ય તાપમાને પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી, પરંતુ મરક્યુરિક સલ્ફેટ અને મંદ સલ્ફ્યુરિક એસિડની હાજરીમાં 333 K તાપમાને ગરમ કરતાં કાર્બોનિલ સંયોજનો આપે છે.



પોલિમરાઇઝેશન (બહુલીકરણ) : ઇથાઇનની HCl અને HCN સાથેની પ્રક્રિયાથી અનુક્રમે વિનાઇલ ક્લોરાઇડ અને વિનાઇલ સાયનાઇડ (એક્રિલોનાઇટ્રાઇલ) મળે છે. વિનાઇલ ક્લોરાઇડના અસંખ્ય અણુઓ એકબીજા સાથે રાસાયણિક બંધથી જોડાઈને વિરાટ કદનો અણુ પોલિવિનાઇલ ક્લોરાઇડ પોલીમર બનાવે છે. આ પ્રક્રિયાને પોલિમરાઇઝેશન કહે છે. તેજ પ્રમાણે વિનાઇલસાયનાઇડમાંથી પોલિએક્રિલોનાઇટ્રાઇલ મળે છે.

$$CH \equiv CH + HCl \xrightarrow{HgCl_2} CH_2 = CHCl$$

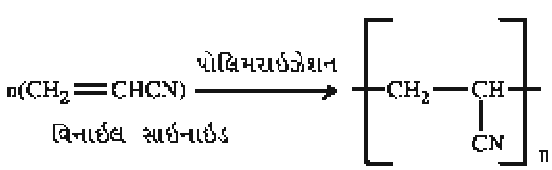
ઇથાઇન → વિનાઇલ ક્લોરાઇડ



પોલિવિનાઇલક્લોરાઇડ (PVC)

$$CH \equiv CH + HCN \longrightarrow CH_2 = CHCN$$

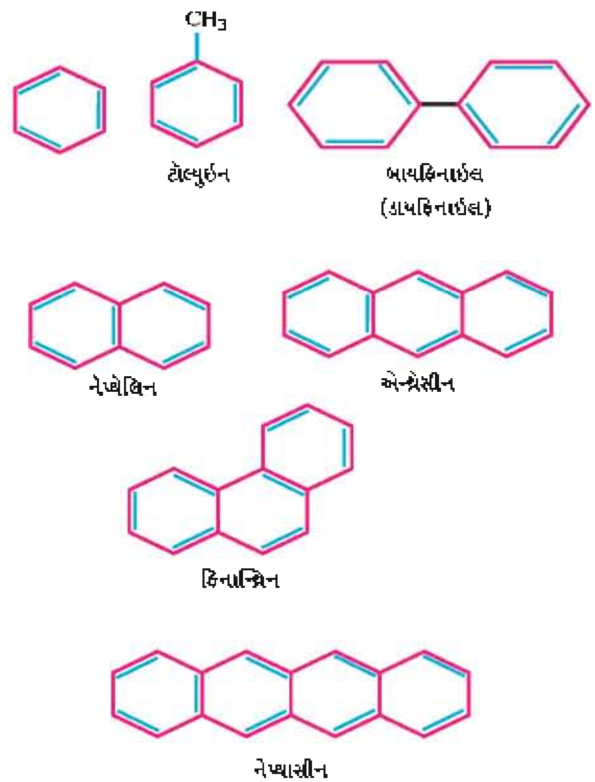
ઇથાઇન → વિનાઇલ સાઇનાઇડ



પોલીએક્રિલોનાઇટ્રાઇલ (PAN)

6.6 ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન (Aromatic Hydrocarbons)

ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન સંયોજનો અરિન સંયોજનો તરીકે પણ જાણીતાં છે. મોટાભાગનાં સંયોજનો વિશિષ્ટ પ્રકારની સુગંધ (aroma) ધરાવતાં હોવાથી તેમને ઍરોમેટિક સંયોજનો કહે છે. દા.ત., કડવી બદામ, લવિંગ, અજમો વગેરેમાંથી મળતા તેલની વિશિષ્ટ સુગંધ (aroma)ને કારણે તેમાં રહેલાં ઘટક કાર્બનિક સંયોજનોને ઍરોમેટિક સંયોજનો કહે છે. કાર્બન અને હાઇડ્રોજન તત્ત્વો ધરાવતાં સંયોજનો કે જે ઍરોમેટિક લાક્ષણિકતા દર્શાવે છે, તેને ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન કહે છે. ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બનનો પ્રથમ સભ્ય બેન્ઝિન છે. આ પ્રકારના ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બનના બીજા સભ્યો જે સમાનધર્મી શ્રેણી બનાવે છે. તેમનું સામાન્ય સૂત્ર C_nH_{2n-6m} છે. જ્યાં m = ચક્રીય બંધારણમાં રહેલાં વલયોની સંખ્યા, n = કાર્બનની સંખ્યા છે. બેન્ઝિન વલય ધરાવતા ચક્રીય હાઇડ્રોકાર્બન બેન્ઝેનોઇડ તરીકે જાણીતા છે. બેન્ઝિન વલય ન ધરાવતા ચક્રીય હાઇડ્રોકાર્બન નોનબેન્ઝેનોઇડ તરીકે જાણીતા છે. ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બનનાં કેટલાંક ઉદાહરણ નીચે પ્રમાણે છે :

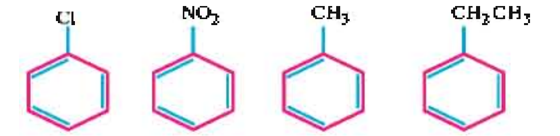


આકૃતિ 6.4 ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન સંયોજનો

6.6.1 નામકરણ અને સમઘટકતા (Nomenclature and Isomerism)

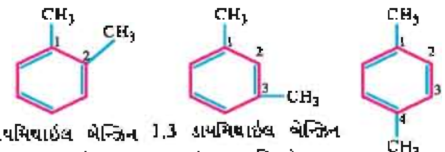
6.6.1 નામકરણ અને સમઘટકતા (Nomenclature and Isomerism) : બેન્ઝિનમાં રહેલા છ કાર્બન અને છ હાઇડ્રોજન સમાન હોવાથી તેને કોઈ સમઘટક નથી. બેન્ઝિનના કોઈ પણ કાર્બન પરના હાઇડ્રોજનના વિસ્થાપનથી મળતા મોનોવિસ્થાપિત બેન્ઝિનને પણ સમઘટક નથી.

મોનોવિસ્થાપિત બેન્ઝિનના IUPAC નામકરણ કરતી વખતે વિસ્થાપિત સમૂહનું નામ દર્શાવી તેના પછી બેન્ઝિન શબ્દ જોડવામાં આવે છે. દા.ત.,



ક્લોરોબેન્ઝિન નાઇટ્રોબેન્ઝિન મિથાઇલ બેન્ઝિન (ટોલ્યુઇન) ઇથાઇલ બેન્ઝિન

બેન્ઝિનના બે કાર્બન પરના બે હાઇડ્રોજનના વિસ્થાપનથી મળતા દ્વિવિસ્થાપિત બેન્ઝિનના ત્રણ સમઘટકો છે. તેમાં બેન્ઝિનના કાર્બનના 1, 2 સ્થાન, 1, 3 સ્થાન અને 1, 4 સ્થાન પર સમૂહ ગોઠવાયેલા હોય, તો તેમને અનુક્રમે ઑર્થો (o), મેટા (m)અને પેરા (p) પૂર્વગ સાથે નામકરણ દર્શાવવામાં આવે છે. જેમકે,



1,2 ડાયમિથાઇલ બેન્ઝિન (o-ઝાયલિન) 1,3 ડાયમિથાઇલ બેન્ઝિન (m-ઝાયલિન) 1,4 ડાયમિથાઇલ બેન્ઝિન (p-ઝાયલિન)

બે કરતાં વધુ સ્થાન પર બેન્ઝિનનું વિસ્થાપન થયેલું હોય તેના નામકરણ માટે કાર્બન પર ગોઠવાયેલા સમૂહની સક્રિયતાને ધ્યાનમાં લઈ 1,2,3.... નંબર આપવામાં આવે છે. બાકીના સમૂહને દર્શાવવા અંગ્રેજી મૂળાક્ષરોના ક્રમને (આલ્ફાબેટિકલ ઑર્ડર) ધ્યાનમાં રાખવામાં આવે છે.

2,4,6 ટ્રાયનાઇટ્રોમિથાઇલબેન્ઝિન (TNT) 2, 4, 6 ટ્રાયનાઇટ્રોટોલ્યુઇન

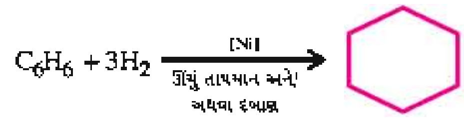
6.6.2 બેન્ઝિનનું બંધારણ (Structure of Benzene)

6.6.2 બેન્ઝિનનું બંધારણ (Structure of Benzene) : સૌપ્રથમ 1825માં વૈજ્ઞાનિક માઇકલ ફેરાડે (Michael Faraday) એ જ્યોતવાયુમાંથી બેન્ઝિન મેળવ્યું. 1845માં ઑગસ્ટ હોફમેને (August Hoffmann) કોલટારમાંથી બેન્ઝિન મેળવ્યું. ખનિજ કોલસાના વિચ્છેદક નિસ્યંદનથી કોલગૅસ, કોલટાર, અને કોક મળે છે. કોલટારમાંથી ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન વધુ પ્રમાણમાં મળે છે. કોલટારનું વિચ્છેદક નિસ્યંદન કરી ટોલ્યુઇન, ઝાયલિન નેપ્થેલિન વગેરે મેળવવામાં આવે છે. જ્યારે પેટ્રોલિયમના વિભાગીય નિસ્યંદનથી પ્રાપ્ત થતા આલ્કેનને ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ઊંચા દબાણે ગરમ કરતાં બેન્ઝિન, ટોલ્યુઇન, ઝાયલિન મળે છે.

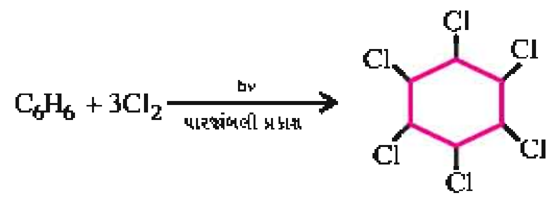
રાસાયણિક ગુણધર્મોને આધારે બેન્ઝિનનું બંધારણ : બેન્ઝિનનું ગુણાત્મક અને માત્રાત્મક પૃથક્કરણ કરતાં કાર્બન અને હાઇડ્રોજન તત્ત્વોનું પ્રમાણ 1:1 માલૂમ પડે છે, તેથી બેન્ઝિનનું પ્રમાણસૂચક CH અને પ્રમાણસૂચક સૂત્રભાર (13) થાય છે. બેન્ઝિનનાં આણ્વિય દળ 78 ગ્રામ મોલ$^{-1}$ પરથી બેન્ઝિનનું આણ્વિય સૂત્ર C_6H_6 નક્કી કરવામાં આવ્યું.

બેન્ઝિનનું બંધારણ પુરવાર કરતી કેટલીક રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

(i) એક મોલ બેન્ઝિનની ઊંચા તાપમાને અને / અથવા દબાણે નિકલ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ત્રણ મોલ ડાયહાઇડ્રોજન સાથેની પ્રક્રિયાથી સાયક્લોહેક્ઝેન મળે છે.

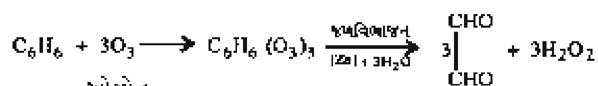


(ii) એક મોલ બેન્ઝિનની ત્રણ મોલ ક્લોરિન સાથે પારજાંબલી પ્રકાશની હાજરીમાં પ્રક્રિયાથી હેક્ઝાક્લોરોસાયક્લોહેક્ઝેન મળે છે.



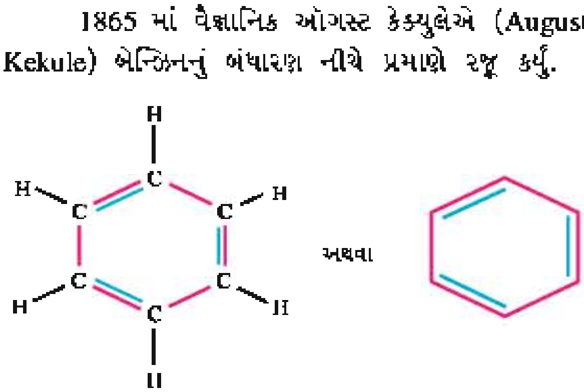
હેક્ઝાક્લોરો-સાયક્લોહેક્ઝેન

(iii) એક મોલ બેન્ઝિનની ત્રણ મોલ ઓઝોન સાથેની પ્રક્રિયાથી અસ્થાયી બેન્ઝિન ટ્રાયઓઝોનાઇડ મળે છે. તેનું ઝિંકની હાજરીમાં જળવિભાજન કરવાથી ત્રણ મોલ ગ્લાયોક્ઝાલ મળે છે.



ઉપરની પ્રક્રિયા (i), (ii) અને (iii) પરથી એમ પુરવાર થાય છે કે બેન્ઝિનમાં 6 કાર્બન ધરાવતી ષટ્કોણીય ચક્રીય રચના છે અને વલયમાં ત્રણ C–C વચ્ચે એક બંધ તથા ત્રણ –C=C– વચ્ચે દ્વિબંધ છે.

1865 માં વૈજ્ઞાનિક ઑગસ્ટ કેક્યુલેએ (August Kekule) બેન્ઝિનનું બંધારણ નીચે પ્રમાણે રજૂ કર્યું.



કેકુલેએ રજૂ કરેલા આ બંધારણમાં નીચેની પ્રક્રિયા દ્વારા તેના બંધારણમાં બે સમઘટકો હોવાનું માલૂમ પડ્યું

(i) એક મોલ બેન્ઝિનની એક મોલ બ્રોમિન સાથે $FeBr_3$ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં પ્રક્રિયા કરતાં વિસ્થાપન પ્રક્રિયા થઈ બ્રોમોબેન્ઝિનનો એક જ સમઘટક મળે છે. પ્રક્રિયાવેગ ધીમો હોવાથી તાપમાન ઊંચું રાખવું જરૂરી છે.

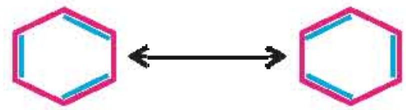
$$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow[\Delta]{[FeBr_3]} \underset{\text{બ્રોમોબેન્ઝિન}}{C_6H_5Br} + HBr$$

ઉપરની પ્રક્રિયા પરથી સાબિત થાય છે કે બેન્ઝિનમાં રહેલ છ કાર્બન અને છ હાઇડ્રોજનનું સ્થાન અને પ્રતિક્રિયાત્મકતા (ક્રિયાશીલતા) એકસમાન છે.

(ii) બ્રોમોબેન્ઝિનનું બ્રોમિન સાથે $FeBr_3$ની હાજરીમાં દ્વિતીય વિસ્થાપન કરતાં ડાયબ્રોમોબેન્ઝિનના o, p સમઘટકોનું જુદા-જુદા પ્રમાણમાં મિશ્રણ મળે છે.

$$C_6H_5Br + Br_2 \xrightarrow[\Delta]{[FeBr_3]} \underset{\text{ડાયબ્રોમોબેન્ઝિન}}{C_6H_4Br_2} + HBr$$

ઉપરની પ્રક્રિયા પરથી એમ કહી શકાય કે દ્વિતીય વિસ્થાપન વખતે બેન્ઝિનના 6 કાર્બન સમતુલ્ય રહેતા નથી. આ પરિણામ પરથી કેકુલેએ બેન્ઝિનનાં નીચેનાં બંધારણ રજૂ કર્યાં. જેમાં ત્રણ દ્વિબંધ એકાંતરે ગોઠવાયેલાં હોય છે. આ બંધ સતત અને ખૂબ જ ત્વરિત પરિવર્તન પામતા હોવાથી બંધારણ (I) અને (II) વચ્ચે સસ્પંદન પામે છે.



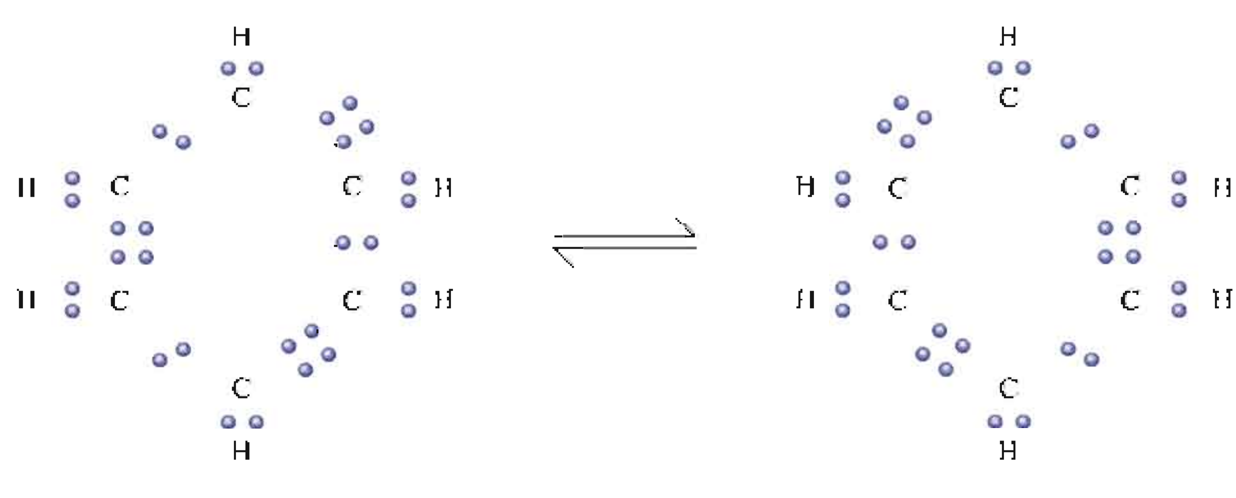
(I) (II)

કેકુલેએ દર્શાવેલ આ બંધારણ તેના રાસાયણિક ગુણધર્મો સાથે સુસંગત ન હતું હકીકતમાં બેન્ઝિનમાં ત્રણ દ્વિબંધ હોવા છતાં સંતૃપ્ત આલ્કેનની જેમ તે વિસ્થાપન પ્રક્રિયા આપે છે. સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં બેન્ઝિનમાં બ્રોમિનજળ અને ઠંડા $KMnO_4$ ઉમેરવાથી આલ્કીનની જેમ યોગશીલ પ્રક્રિયા થતી નથી. ઉપરાંત બેન્ઝિનનું પોલિમરાઇઝેશન પણ થતું નથી. આથી એમ કહી શકાય કે બેન્ઝિનમાં ત્રણ દ્વિબંધ હોવા છતાં તે યોગશીલ પ્રક્રિયા આપતું નથી, તેથી તેમાં સ્થાયિતા હોવી જોઈએ.

બેન્ઝિનની સ્થાયિતા અને તેનાં સસ્પંદન રૂપો : બેન્ઝિનના રાસાયણિક ગુણધર્મો અને તેની સ્થાયિતાના કારણે કેકુલેએ બેન્ઝિનનાં બે બંધારણો A અને B આપ્યાં છે. એકાંતરે આવતા દ્વિબંધનાં સ્થાન રજૂ કરવા માટે સસ્પંદન-બંધારણ C રજૂ કર્યું.

(A) (B) (C)

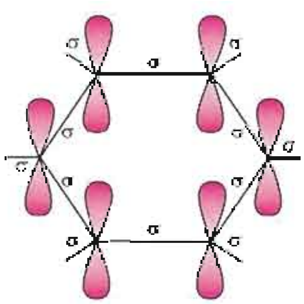
ભૌતિક ગુણધર્મોને આધારે બેન્ઝિનનું બંધારણ : પરમાણુની ઇલેક્ટ્રૉનીય રચનાને આધારે કાર્બનિક અણુમાં રહેલા સહસંયોજક બંધ વિશેની પ્રાપ્ત થયેલી માહિતીને આધારે 70 વર્ષ બાદ 1937માં વૈજ્ઞાનિક લુઈસે કેકયુલેના બંધારણને ઇલેક્ટ્રૉનીય બંધારણ સ્વરૂપે રજૂ કર્યું. આકૃતિ 6.5માં તે જોઈ શકાય છે.



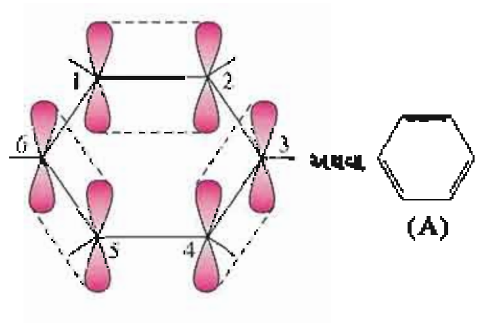
(A) આકૃતિ 6.5 બેન્ઝિનનું ઇલેક્ટ્રૉનીય બંધારણ (B)

બેન્ઝિનમાંના પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને કાર્બનિક અણુમાં રહેલા સહસંયોજક બંધની પ્રાપ્ત માહિતી પરથી અને કક્ષકોના સંકરણ પરથી બેન્ઝિનનું બંધારણ સારી રીતે સમજી શકાય છે.

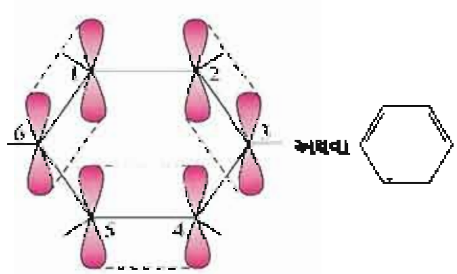
બેન્ઝિનમાં રહેલા 6 કાર્બન sp^2-સંકરણ ધરાવે છે. તેના કોઈ-પણ C–C અને C–H વચ્ચેના σ-બંધ એક જ સમતલમાં હોય છે તેમાં C–C–C અને C–C–H વચ્ચેનો બંધખૂણો 120°નો બને છે. તેમાં દરેક કાર્બન પરથી p_z-કક્ષક અણુના સમતલના લંબરૂપે (કાટખૂણે) રહે છે. આકૃતિ 6.6 (i)માં તે દર્શાવ્યું છે. સંકરણમાં ભાગ ન લેતી આ p_z-કક્ષકો મુખ્ય ધરીથી દૂર ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીથી π-બંધ બનાવે છે. પરિણામે એકાંતરે દ્વિબંધ બનાવતી બેન્ઝિનની બે રચનાઓ આકૃતિ (ii)માં A અને B દર્શાવ્યા પ્રમાણે મળે છે. A અને B આ બે રચનાઓ કેકુલેએ આપેલા બંધારણનું સમર્થન કરે છે.



આકૃતિ 6.6 (i)



આકૃતિ 6.6 (ii-a)



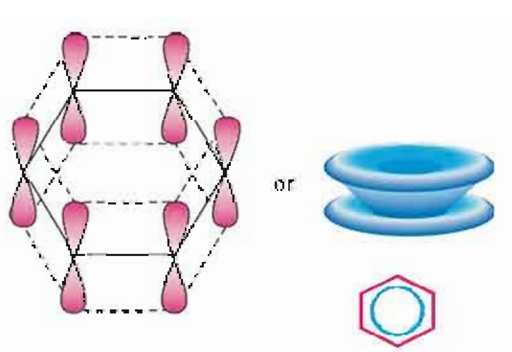
આકૃતિ 6.6 (ii-b)

ક્ષ-કિરણ વર્ણપટ પરથી પણ બેન્ઝિનમાં દરેક C–C બંધલંબાઈ 139 pm મળે છે, જે આલ્કેનમાં –C–C– એકલબંધની બંધલંબાઈ 154 pm અને આલ્કીનમાં –C=C– દ્વિબંધની બંધલંબાઈ 134 pmની વચ્ચેનું મૂલ્ય દર્શાવે છે. આ હકીકત દર્શાવે છે કે બેન્ઝિનમાં બંધારણ (A) અને (B) વચ્ચે સસ્પંદન એટલે કે બંને રચનાઓ વચ્ચે સતત અને ખૂબ જ ત્વરિત પરિવર્તન થાય છે. આ સસ્પંદનના આધારે કહી શકાય કે બેન્ઝિનનું બંધારણ (A) અને (B) વચ્ચેનું કોઈ સસ્પંદન-બંધારણ હોવું જોઈએ.

બેન્ઝિનના સસ્પંદન-બંધારણનો બીજો પુરાવો તેની સસ્પંદન-ઊર્જા છે. એક દ્વિબંધ ધરાવતા સાયક્લોહેક્ઝિનની હાઇડ્રોજિનેશન-એન્થાલ્પી 119.66 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે, તો બેન્ઝિનમાં ત્રણ દ્વિબંધ માટે હાઇડ્રોજિનેશન-એન્થાલ્પી 119.66 × 3 = 358.98 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ હોવી જોઈએ પરંતુ બેન્ઝિનની પ્રાયોગિક હાઇડ્રોજિનેશન એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય 208.36 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ છે. આથી બેન્ઝિનમાં 358.98 – 208.36 = 150.62 કિ જૂલ મોલ$^{-1}$ ઉષ્મા ઓછી છે. જે બેન્ઝિનની સસ્પંદન ઊર્જા કહે છે. સૈદ્ધાંતિક ઊર્જામૂલ્ય અને પ્રાયોગિક ઊર્જામૂલ્યના તફાવતને સસ્પંદન ઊર્જા કહે છે. બેન્ઝિનની આ સસ્પંદન ઊર્જા તેની વધુ પડતી સ્થાયીતા અને ઓછી રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે. તેને એરોમેટિક લાક્ષણિકતા અથવા એરોમેટિકરણ કહે છે.

બેન્ઝિનમાં જોવા મળતી એરોમેટિક લાક્ષણિકતા નીચેની બાબતો પર આધારિત છે : (i) બેન્ઝિનની સસ્પંદનીય બંધ ઊર્જા (ii) બેન્ઝિનના Cનું sp^2 સંકરણ (iii) બેન્ઝિનના છ કાર્બન વચ્ચે રચાતા ત્રણ π-બંધનું સતત રૂપાંતરણ.

કેક્યુલેએ રજૂ કરેલા બંધારણ (C) ને બેન્ઝિનનું એરોમેટિક કે સસ્પંદન બંધારણ કહે છે. તેને આણ્વિય કક્ષકોના વલય (ચક્રીય) આકાર અને વિદ્યુતવાદળ (ઇલેક્ટ્રોનવાદળ) સ્વરૂપે નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



આકૃતિ 6.7 બેન્ઝિનનો આણ્વિય કક્ષકનો વલય આકાર

ઍરોમેટિક બંધારણ :

(i) બેન્ઝિનનું ઍરોમેટિક બંધારણ આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંત (M. O. Theory)ને આધારે રજૂ થયું છે.

(ii) આ બંધારણ ક્ષ-કિરણ વર્ણપટની માહિતીના આધારે સ્વીકાર્ય બન્યું છે.

(iii) બેન્ઝિનનો દરેક કાર્બન sp^2-સંકરણ ધરાવે છે.

(iv) બેન્ઝિનમાં 6 (છ) કાર્બન, 6 (છ) હાઇડ્રોજન, 6 (છ) કાર્બન-કાર્બન σ– બંધ, 6 (છ) કાર્બન-હાઇડ્રોજન σ– બંધ એક જ સમતલમાં છે.

(v) બેન્ઝિનના 6 (છ) કાર્બન ઉપર સમતલના ખૂણે p_z કક્ષકમાં એક એવા 6π ઇલેક્ટ્રૉન રહેલા છે. તે ત્રણ π-બંધની રચના કરે છે.

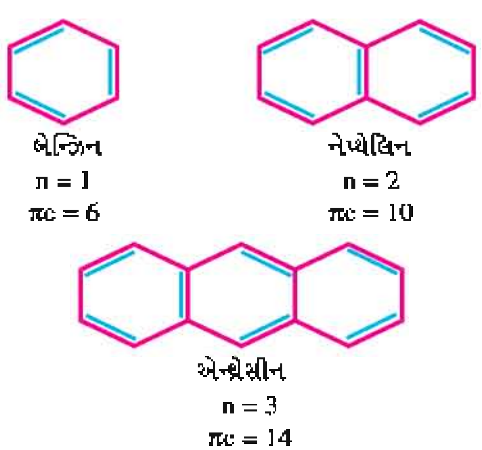
(vi) છ p_z કક્ષકોના સંમિશ્રણથી 6π ઇલેક્ટ્રૉન ધરાવતું વાદળ વિશાળ વલય આકારનું આણ્વિય કક્ષક બનાવે છે, જેમાં 6π ઇલેક્ટ્રૉનનું સ્થાનાંતરણ પ્રત્યેક કાર્બન પર થઈ વલયમાં ઘૂમે છે.

(vii) બેન્ઝિનમાં રહેલા 6 કાર્બનની ગુણવત્તા સમાન છે.

(viii) બેન્ઝિનમાં બધા જ C–C વચ્ચેની બંધલંબાઈ સરખી છે.

(ix) 6π ઇલેક્ટ્રૉનયુક્ત વાદળ બેન્ઝિનની ઓછી સ્થિતિશક્તિ અને તેની સસ્પંદન ઊર્જાનું સમર્થન કરે છે.

6.6.3 હ્યુકેલનો નિયમ અને ઍરોમેટિકરણ (Huckel's rule and Aromatization) : 1931માં વૈજ્ઞાનિક હ્યુકેલે દર્શાવ્યું કે સમતલીય ચક્રીય સંયોજનોમાં π ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા (4n + 2) હોય, તો તે સંયોજનો ઍરોમેટિક ગુણધર્મ (ઍરોમેટિકતા) ધરાવે છે. જ્યાં n = ચક્રીય રચનાની સંખ્યા છે. હ્યુકેલના નિયમ પ્રમાણે કેટલાંક ઍરોમેટિક ચક્રિય સંયોજનો નીચે પ્રમાણે છે :



આકૃતિ 6.8 ઍરોમેટિક ચક્રીય સંયોજનો

આકૃતિ 6.8માં દર્શાવેલા બેન્ઝિન, નેપ્થેલિન અને એન્થ્રેસીનમાં n = 1, 2, 3 મૂકતાં π ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા બેન્ઝિનમાં 6, નેપ્થેલિનમાં 10 અને એન્થ્રેસીનમાં 14 થાય છે. જે હ્યુકેલના નિયમને અનુસરે છે. આથી હ્યુકેલના નિયમને આધારે કહી શકાય કે બેન્ઝિન, નેપ્થેલિન, એન્થ્રેસીન જેવાં ચક્રીય સંયોજનો ઍરોમેટિક છે.

બેન્ઝિનમાં ઍરોમેટિક લાક્ષણિકતાઓ :

(i) આલ્કેન સંયોજનોની જેમ બેન્ઝિન સામાન્ય તાપમાને $KMnO_4$ સાથે ઑક્સિડેશન-પ્રક્રિયાનો અને H_2, Cl_2, Br_2 સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયાનો પ્રતિકાર કરે છે.

(ii) આલ્કેન સંયોજનોની જેમ બેન્ઝિન પણ અનુકૂળ પરંતુ વિશિષ્ટ પ્રક્રિયા પરિસ્થિતિમાં નાઇટ્રેશન, ક્લોરિનેશન, બ્રોમીનેશન, આલ્કાઇલેશન, એસાઇલેશન જેવી ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ આપે છે.

(iii) આલ્કીનની જેમ બેન્ઝિન પણ વિશિષ્ટ પ્રક્રિયા પરિસ્થિતિમાં H_2, Cl_2, અને O_3 સાથે યોગશીલ પ્રક્રિયા આપે છે.

(iv) આલ્કીન કરતાં બેન્ઝિનની સ્થિરતા વધુ છે.

(v) આલ્કીનની જેમ બેન્ઝિનનું પોલિમરાઇઝેશન થતું નથી.

(vi) બેન્ઝિનનો એક વિસ્થાપિત સમઘટક એક જ હોય છે જ્યારે દ્વિ-વિસ્થાપિત સમઘટકો ત્રણ હોય છે.

(vii) ઍરોમેટિક કે સસ્પંદનીય બંધારણ બેન્ઝિનનું આધુનિક બંધારણ છે.

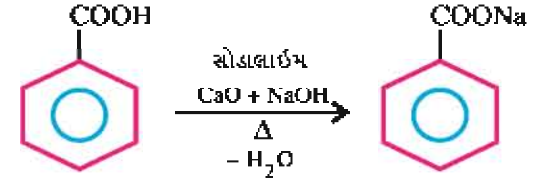
(viii) બેન્ઝિનની C–C બંધલંબાઈ આલ્કેનની C–C બંધલંબાઈ કરતાં ઓછી અને આલ્કિનની C = C બંધલંબાઈ કરતાં વધુ છે.

(ix) બેન્ઝિનમાંના 6π ઇલેક્ટ્રૉનનું વિદ્યુતવાદળ તેના સમતલની બંને બાજુએ વલય આકારમાં ફરતું રહે છે.

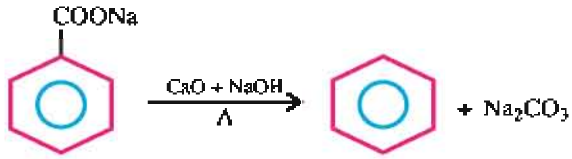
(x) બેન્ઝિન હ્યુકેલના નિયમને અનુસરે છે.

6.6.4 બેન્ઝિનની બનાવટ (Preparation of Benzene) :

(1) ઍરોમેટિક ઍસિડમાંથી ડિકાર્બોક્સિલેશન દ્વારા : બેન્ઝોઇક ઍસિડની સોડાલાઇમ (NaOH + CaO) સાથેની પ્રક્રિયાથી બનતા બેન્ઝોઇક ઍસિડના સોડિયમ ક્ષાર (સોડિયમ બેન્ઝોએટ)ની સોડાલાઇમ સાથે ઊંચા તાપમાને થતી પ્રક્રિયાથી બેન્ઝિન મળે છે.

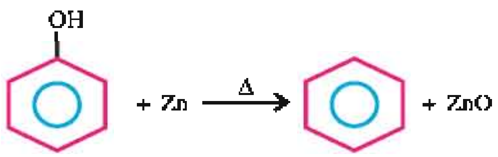


બેન્ઝોઇક એસિડ સોડિયમ બેન્ઝોએટ



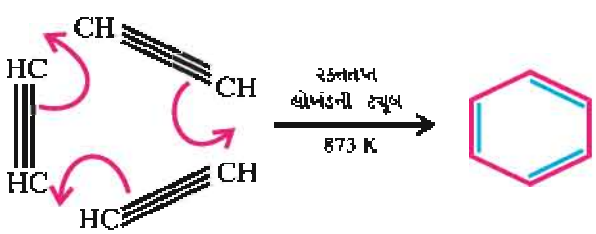
સોડિયમ બેન્ઝોએટ બેન્ઝિન

(2) ફિનોલમાંથી રિડક્શન દ્વારા : ફિનોલની બાષ્પને ઝિંક પાઉડર પરથી પસાર કરતાં રિડક્શન પ્રક્રિયા થાય છે અને બેન્ઝિન મળે છે.



ફિનોલ બેન્ઝિન

(3) ચક્રીય પોલિમરાઇઝેશન દ્વારા : ત્રણ મોલ ઇથાઇનને રક્તતપ્ત લોખંડની ટ્યૂબ (પાઇપ)માંથી 873 K તાપમાને પસાર કરતાં બેન્ઝિન મળે છે.



ઇથાઇન બેન્ઝિન

6.6.5 બેન્ઝિનના ગુણધર્મો (Properties of Benzene) :

(1) ભૌતિક ગુણધર્મો

(i) બેન્ઝિન કેરોસીન જેવી વાસ ધરાવતું રંગવિહિન પ્રવાહી છે.

(ii) બેન્ઝિન બિનધ્રુવીય ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન છે.

(iii) બેન્ઝિન પાણી જેવા ધ્રુવીય દ્રાવકમાં અદ્રાવ્ય છે.

(iv) બેન્ઝિન અધ્રુવીય કાર્બનિક દ્રાવકમાં દ્રાવ્ય છે.

(v) બેન્ઝિન સારું કાર્બનિક દ્રાવક છે.

(vi) બેન્ઝિન ઍરોમેટિક સંયોજન હોવાથી ધુમાડાવાળી જ્યોતથી બળે છે.

(vii) બેન્ઝિનનું ઉત્કલનબિંદુ 353 K છે.

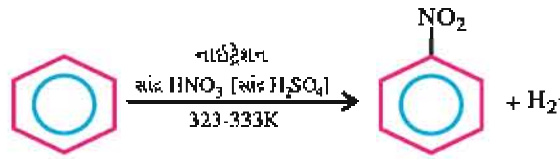
(2) બેન્ઝિનના રાસાયણિક ગુણધર્મો (રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ) : એરિન સંયોજનોની લાક્ષણિકતા ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ છે. બેન્ઝિન ઍરોમેટિક હોવાથી તેમાં પણ ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ થાય છે. વિશિષ્ટ પ્રક્રિયા પરિસ્થિતિમાં બેન્ઝિન યોગશીલ અને ઑક્સિડેશન-પ્રક્રિયાઓ પણ આપે છે.

6.6.6 ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ (Electrophilic substitution reactions) :

વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓમાં વપરાતા પ્રક્રિયકોમાંથી ઉદ્દીપકની હાજરીમાં મળતા લૂઇસ ઍસિડ અથવા ધનવીજભારીય આયનને ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક કહે છે. જેવા કે.... $\overset{+}{N}O_2$, $\overset{+}{S}O_3H$ ^{+}Cl, ^{+}Br, $^{+}CH_3$, $CH_3\overset{+}{C}O$ વગેરે દ્વારા થતી પ્રક્રિયાઓ અનુક્રમે નાઇટ્રેશન, સલ્ફોનેશન, ક્લોરિનેશન, બ્રોમીનેશન, ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઇલેશન, ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ એસાઇલેશન કહેવાય છે.

(1) બેન્ઝિનનું નાઇટ્રેશન : બેન્ઝિનને સાંદ્ર HNO_3 અને સાંદ્ર H_2SO_4 ના મિશ્રણ સાથે 323-333 K તાપમાને ગરમ કરતાં બેન્ઝિનના એક હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન થઈ નાઇટ્રોબેન્ઝિન મળે છે.

$$HNO_3 + H_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક}}{\overset{+}{N}O_2} + HSO_4^- + H_2O$$

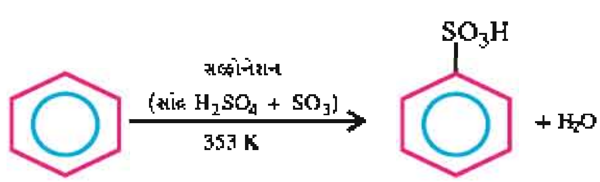


બેન્ઝિન નાઇટ્રો બેન્ઝિન

અહીં બેન્ઝિનના જે કાર્બન ઉપર ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી $\overset{+}{N}O_2$ ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક તરીકે દાખલ થાય છે. તે કાર્બન ઉપરથી H^+ મુક્ત થાય છે. આથી નાઇટ્રેશનને ઇલેક્ટ્રૉન-અનુરાગી વિસ્થાપન-પ્રક્રિયા કહે છે.

(2) બેન્ઝિનનું સલ્ફોનેશન : બેન્ઝિન અને ધુમાયમાન H_2SO_4 અથવા ઓલિયમ ($H_2SO_4 + SO_3$)ના મિશ્રણને 353 K તાપમાને ગરમ કરતાં બેન્ઝિનના એક હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન થતાં બેન્ઝિન સલ્ફોનિક ઍસિડ મળે છે.

$$2H_2SO_4 \rightleftharpoons \underset{\text{ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક}}{\overset{+}{S}O_3H} + HSO_4^- + H_2O$$



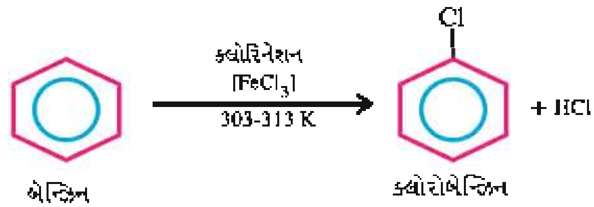
બેન્ઝિન બેન્ઝિન સલ્ફોનિક ઍસિડ

અહીં બેન્ઝિનના જે કાર્બન પર ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક $\overset{+}{S}O_3H$ દાખલ થાય છે. તે કાર્બન પરથી H^+ મુક્ત થાય છે. આથી સલ્ફોનેશનને ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયા કહે છે.

(3) બેન્ઝિનનું ક્લોરિનેશન (હેલોજિનેશન) : બેન્ઝિન અને ક્લોરિન વચ્ચે નિર્જળ $FeCl_3$ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં 303-313 K તાપમાને પ્રક્રિયા કરતાં એક હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન થતાં ક્લોરોબેન્ઝિન મળે છે.

$$Cl_2 + FeCl_3 \rightleftharpoons Cl^+ + FeCl_4^-$$

ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક



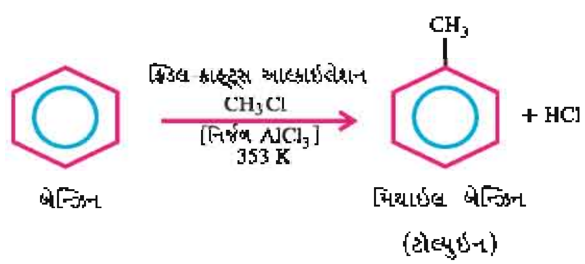
અહીં બેન્ઝિનના જે કાર્બન પર ઇલેક્ટ્રૉન-અનુરાગી પ્રક્રિયક Cl^+ દાખલ થાય છે તે કાર્બન પરથી H^+ આયન મુક્ત થાય છે. આથી ક્લોરિનેશનને ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન કહે છે.

(4) બેન્ઝિનનું ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઈલેશન : 1877માં વૈજ્ઞાનિકો ફ્રિડલ અને ક્રાફ્ટ્સે આ પ્રક્રિયા શોધી હોવાથી તેને ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઈલેશન કહે છે.

બેન્ઝિન અને આલ્કાઇલ હેલાઇડ વચ્ચેની પ્રક્રિયા નિર્જળ $AlCl_3$ની હાજરીમાં કરતાં આલ્કાઇલ બેન્ઝિન મળે છે. જેમ કે બેન્ઝિનને મિથાઇલ ક્લોરાઇડ સાથે નિર્જળ $AlCl_3$ની હાજરીમાં 353 K તાપમાને ગરમ કરતાં તેના એક હાઇડ્રોજનનું વિસ્થાપન થઈ મિથાઇલ બેન્ઝિન (ટોલ્યુઇન) મળે છે.

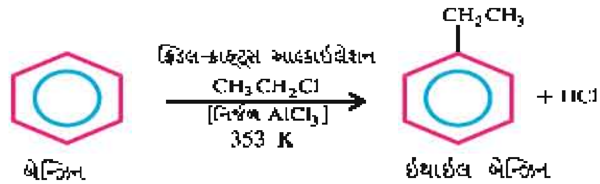
$$CH_3Cl + AlCl_3 \rightleftharpoons {}^+CH_3 + AlCl_4^-$$

ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક



અહીં બેન્ઝિનના જે કાર્બન પર ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક $^+CH_3$દાખલ થાય છે, તે કાર્બન પરથી H^+ આયન મુક્ત થાય છે. આથી આલ્કાઇલેશનને ઇલેક્ટ્રૉન-અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયા કહે છે.

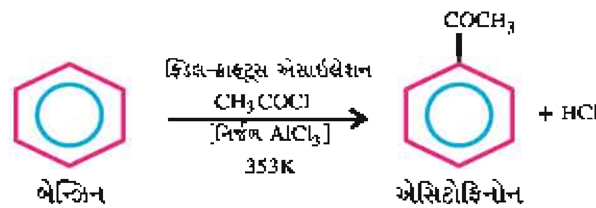
મિથાઇલ ક્લોરાઇડના સ્થાને ઇથાઇલ ક્લોરાઇડ લેતાં આ પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થઈ ઇથાઇલ બેન્ઝિન મળે છે.



(5) બેન્ઝિનનું ફ્રિડલ-ક્રાફ્ટ્સ એસાઈલેશન : બેન્ઝિનને એસિટાઇલ ક્લોરાઇડ CH_3COCl અને નિર્જળ $AlCl_3$ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં 353 K તાપમાને ગરમ કરતાં તેના એક હાઇડ્રોજનના વિસ્થાપનથી એસિટોફિનોન મળે છે.

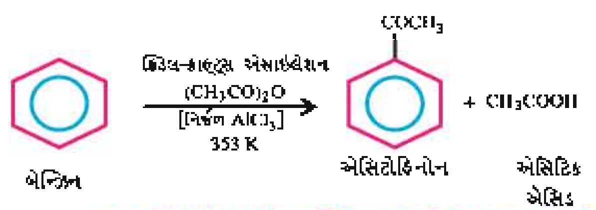
$$CH_3COCl + AlCl_3 \rightleftharpoons CH_3\overset{+}{C}O + AlCl_4^-$$

ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી પ્રક્રિયક



અહીં બેન્ઝિનના જે કાર્બન પર ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી આયન $CH_3\overset{+}{C}O$ દાખલ થાય છે, તે કાર્બન પરથી H^+ આયન મુક્ત થાય છે. આથી એસાઇલેશનને પણ ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયા કહે છે.

આ પ્રક્રિયામાં એસિટાઇલ ક્લોરાઇડના સ્થાને એસિટિક એનહાઇડ્રાઇડ $(CH_3CO)_2O$ લેતાં પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે થાય છે.



6.6.7 એક વિસ્થાપિત બેન્ઝિનમાં પ્રેરક સમૂહ અને તેની નિર્દેશક અસર (Inductive group and its Directing effect in Monosubstituted Benzene)

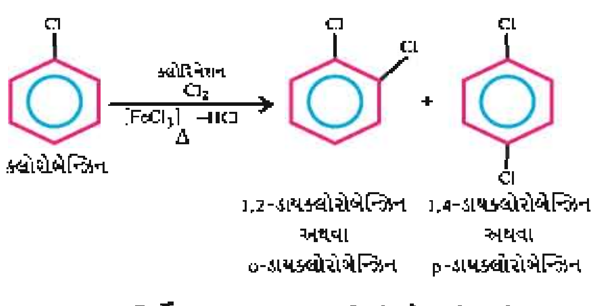
(Inductive group and its Directing effect in Monosubstituted Benzene) : બેન્ઝિનમાં તેના છ (6) કાર્બન એકસમાન ક્રિયાશીલતા ધરાવે છે. તેથી અગાઉ જોયું તેમ મોનો અથવા એક વિસ્થાપનમાં સમઘટકો મળતા નથી. પરંતુ બેન્ઝિનમાં પ્રથમ વિસ્થાપન, પ્રક્રિયા દ્વારા કોઈ ક્રિયાશીલ સમૂહ દાખલ થાય છે. ત્યારે મળતા એક વિસ્થાપિત બેન્ઝિન વ્યુત્પન્નમાં બાકીના 5 કાર્બનની ગુણવત્તા સમાન રહેતી નથી. જ્યારે એક વિસ્થાપિત બેન્ઝિન વ્યુત્પન્નમાં દ્વિતીય વિસ્થાપન કરવામાં આવે છે. ત્યારે બીજા વિસ્થાપન દરમિયાન દાખલ થતો ક્રિયાશીલ સમૂહ કયા કાર્બન સાથે જોડાશે તેનો આધાર એક

વિસ્થાપિત વ્યુત્પન્નમાં જોડાયેલા પ્રથમ ક્રિયાશીલ સમૂહની લાક્ષણિકતા પર હોય છે. આમ, બેન્ઝિનમાં વિસ્થાપિત થયેલા પ્રથમ ક્રિયાશીલ સમૂહની પ્રત્યક્ષ અસરથી બીજો દાખલ થતો ક્રિયાશીલ સમૂહ કયા સ્થાને જોડાશે તે નક્કી થાય છે. આથી એકવિસ્થાપિત બેન્ઝિનમાં રહેલો સમૂહ બીજા સમૂહને દાખલ કરવા માટેનો નિર્દેશ કરતો હોવાથી તે પ્રેરક સમૂહ બને છે. પ્રથમ ક્રિયાશીલ સમૂહની આ અસરને પ્રત્યક્ષ નિર્દેશક અસર કહે છે. આ પ્રત્યક્ષ નિર્દેશક અસર બે પ્રકારની જોવા મળે છે.

(1) ઑર્થો/પેરા-નિર્દેશક અસર : એકવિસ્થાપિત બેન્ઝિનના વ્યુત્પન્નમાં બેન્ઝિન સાથે જોડાયેલ પ્રથમ ક્રિયાશીલ સમૂહ જો $-NH_2$, $-NHR$, $-NR_2$, $-NHCOR$, $-OH$, $-OR$, $-OCOR$, $-R$, અને $-X$, (જ્યાં R= આલ્કાઇલ સમૂહ, X = F, Cl, Br, I) વગેરેમાંથી ગમે તે એક હોય તો તેની અસરથી દાખલ થતો બીજો ક્રિયાશીલ સમૂહ ઑર્થો અને/અથવા પેરા-સ્થાનમાં જોડાય છે. તેને અનુક્રમે (1, 2 અને 1, 4 દ્વારા દર્શાવાય છે.) સામાન્ય રીતે આ ઑર્થો અને પેરા-નિર્દેશક અસર ધરાવતા ક્રિયાશીલ સમૂહો ફિનાઇલ કેન્દ્ર તરફ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ પસાર કરતા હોવાથી તેમને ઇલેક્ટ્રૉનદાતા અથવા +ve સમૂહો કહે છે.

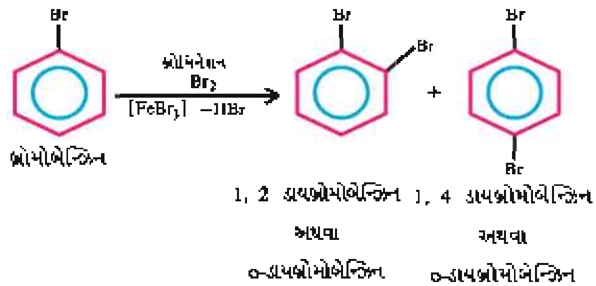
એક વિસ્થાપિત બેન્ઝિનના વ્યુત્પન્નમાં દ્વિતીય વિસ્થાપન ઑર્થો અને પેરા સ્થાને થાય ત્યારે દ્વિવિસ્થાપિત વ્યુત્પન્નના બે સમઘટકોનું મિશ્રણ મળે છે.

જેમ કે ક્લોરોબેન્ઝિનમાં વધુ ક્લોરિન સાથે ક્લોરિનેશન પ્રક્રિયા કરતાં પ્રથમ વિસ્થાપનથી દાખલ થયેલો $-Cl$ સમૂહ ઑર્થો/પેરા-નિર્દેશક હોઈ દ્વિતીય વિસ્થાપનમાં દાખલ થતા બીજા ક્રિયાશીલ સમૂહ ($-Cl$)ને ઑર્થો/પેરા સ્થાને દાખલ કરશે. પરિણામસ્વરૂપે 1, 2–ડાયક્લોરો બેન્ઝિન અને 1, 4–ડાયક્લોરોબેન્ઝિન એમ બે સમઘટકોનું મિશ્રણ મળશે.

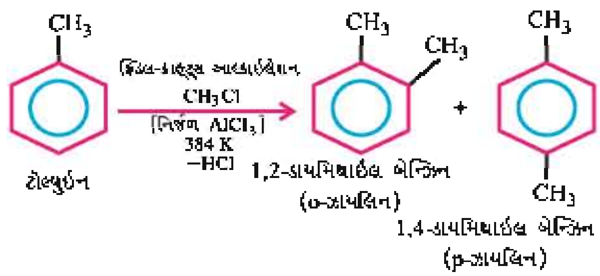


આ નિર્દેશક અસરના બીજાં કેટલાંક ઉદાહરણ નીચે પ્રમાણે છે :

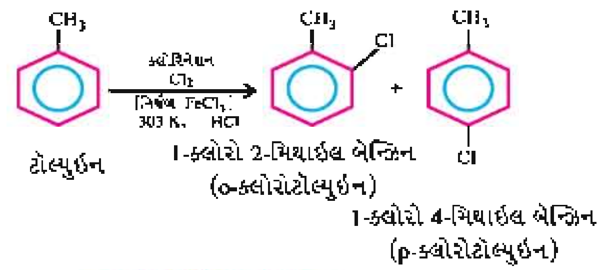
(1) બ્રોમોબેન્ઝિનનું બ્રોમિનેશન કરવામાં આવે ત્યારે દ્વિતીય વિસ્થાપનથી 1, 2– ડાયબ્રોમોબેન્ઝિન અને 1, 4– ડાયબ્રોમોબેન્ઝિનનું મિશ્રણ મળે છે.



(2) ટોલ્યુઇનમાં ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઇલેશન કરતાં ટોલ્યુઇનમાં રહેલા મિથાઇલ સમૂહ ($-CH_3$)ની ઑર્થો/પેરા-નિર્દેશક અસરથી દ્વિતીય વિસ્થાપનથી o-ઝાયલિન અને p-ઝાયલિનનું મિશ્રણ મળે છે.



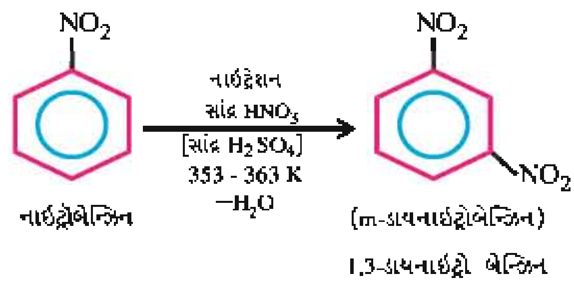
(3) ટોલ્યુઇનમાં ક્લોરિનેશનની પ્રક્રિયા કરતાં ટોલ્યુઇનમાં રહેલા $-CH_3$ ક્રિયાશીલ સમૂહની ઑર્થો-પેરાનિર્દેશક અસરથી દ્વિતીય વિસ્થાપનથી o-ક્લોરોટોલ્યુઇન અને p-ક્લોરોટોલ્યુઇનનું મિશ્રણ મળે છે. o અને p સમઘટકોનાં ઉત્કલનબિંદુ અલગ-અલગ હોવાથી નિસ્યંદન દ્વારા અલગીકરણ કરી મેળવી શકાય છે.



(2) મેટાનિર્દેશક અસર : એકવિસ્થાપિત બેન્ઝિનના વ્યુત્પન્નમાં બેન્ઝિન સાથે જોડાયેલા પ્રથમ ક્રિયાશીલ સમૂહ જો $-NO_2$, $-CHO$, $-COOH$, $-CN$, $-CCl_3$, $-COR$, $-COOR$, $-SO_3H$ વગેરેમાંથી ગમે તે એક હોય, તો તેની અસરથી દાખલ થતો બીજો ક્રિયાશીલ સમૂહ મેટાસ્થાનમાં જોડાય છે. સામાન્ય રીતે આ મેટા-નિર્દેશક અસર ધરાવતા ક્રિયાશીલ સમૂહો ફિનાઇલ કેન્દ્રમાંથી પોતાની તરફ ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ મેળવતા હોવાથી તેને ઇલેક્ટ્રૉન આકર્ષક અથવા –ve સમૂહો કહે છે. એકવિસ્થાપિત બેન્ઝિનના

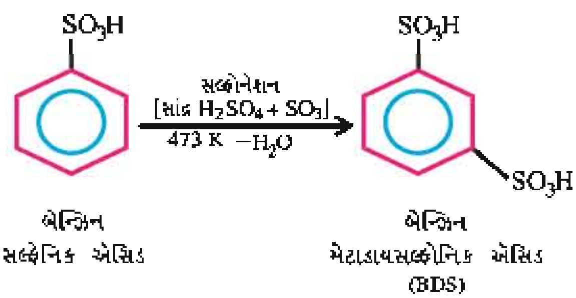
વ્યુત્પન્નમાં દ્વિતીય વિસ્થાપન મેટાસ્થાનમાં થાય ત્યારે દ્વિવિસ્થાપિત વ્યુત્પન્નનો ફક્ત એક જ સમઘટક મળે છે.

દા.ત. નાઇટ્રોબેન્ઝિનમાં 353 Kથી 363K તાપમાને નાઇટ્રેશનની પ્રક્રિયા કરતાં દ્વિતીય વિસ્થાપન-પ્રક્રિયા થાય છે. પ્રથમ વિસ્થાપનથી મળેલા નાઇટ્રોબેન્ઝિનમાં રહેલો ક્રિયાશીલ ($-NO_2$) મેટાનિર્દેશક હોઈ દ્વિતીય વિસ્થાપનમાં દાખલ થતા નવા ક્રિયાશીલ સમૂહ $-NO_2$ને મેટાસ્થાને દાખલ કરશે. પરિણામસ્વરૂપે m–ડાયનાઇટ્રોબેન્ઝિનનો એક જ સમઘટક મળશે.

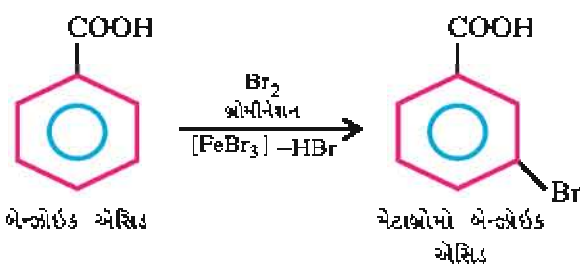


મેટાનિર્દેશક અસરનાં કેટલાંક ઉદાહરણ નીચે પ્રમાણે છે :

(1) બેન્ઝિન સલ્ફોનિક એસિડનું સલ્ફોનેશન 473 K તાપમાને કરતાં $-SO_3H$ સમૂહની મેટાનિર્દેશક અસરથી નવો ક્રિયાશીલ સમૂહ ($-SO_3H$) મેટાસ્થાને દાખલ થતાં બેન્ઝિન m- ડાયસલ્ફોનિક એસિડ (BDS) મળે છે.

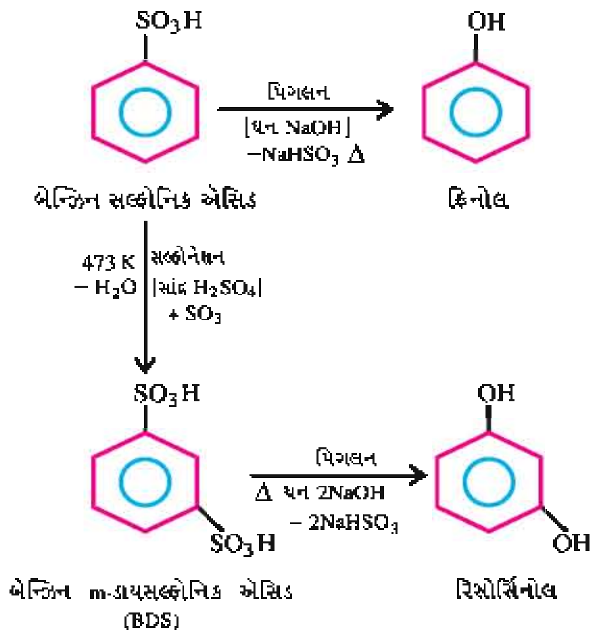


(2) બેન્ઝોઇક એસિડનું બ્રોમીનેશન $FeBr_3$ ઉદ્દીપકની હાજરીમાં કરતાં –COOH સમૂહની મેટાનિર્દેશક અસરથી નવો ક્રિયાશીલ સમૂહ (–Br) મેટાસ્થાને દાખલ થતાં m-બ્રોમો બેન્ઝોઇક એસિડ મળે છે.

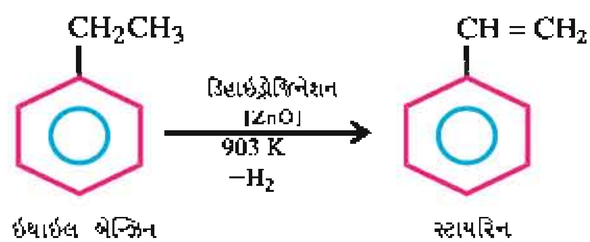


6.6.8 ક્રિયાશીલ સમૂહમાં થતી પ્રક્રિયાઓ (Reactions of functional group) :

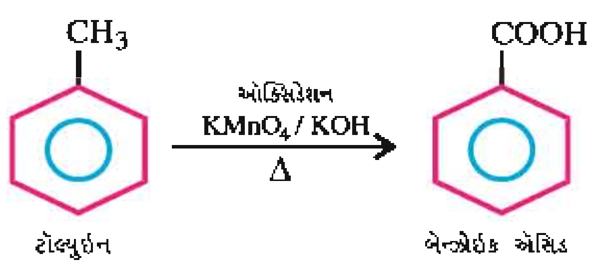
(1)



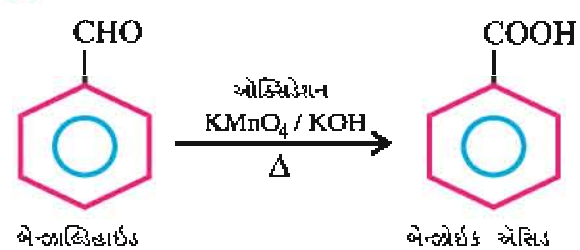
(2)



(3)



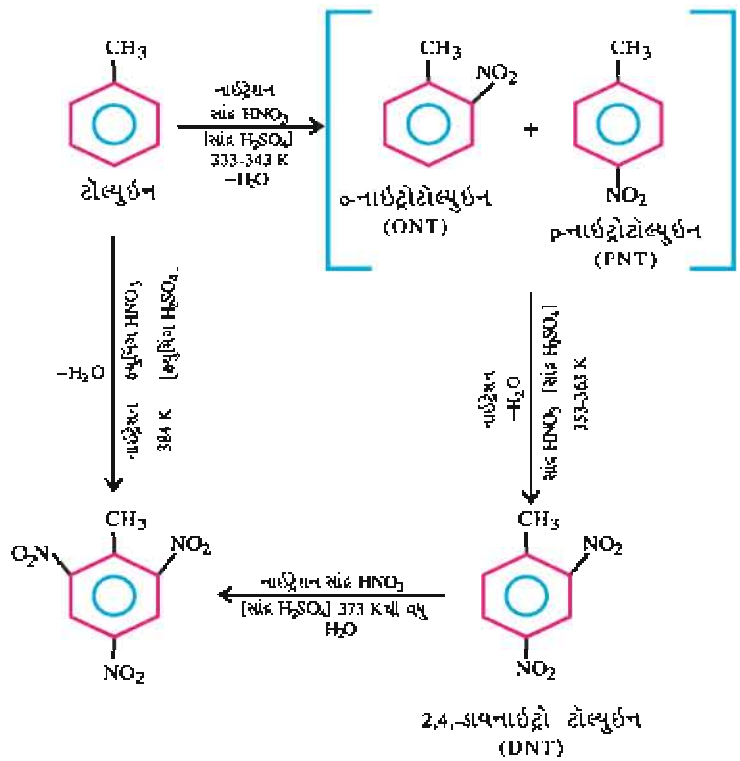
(4)



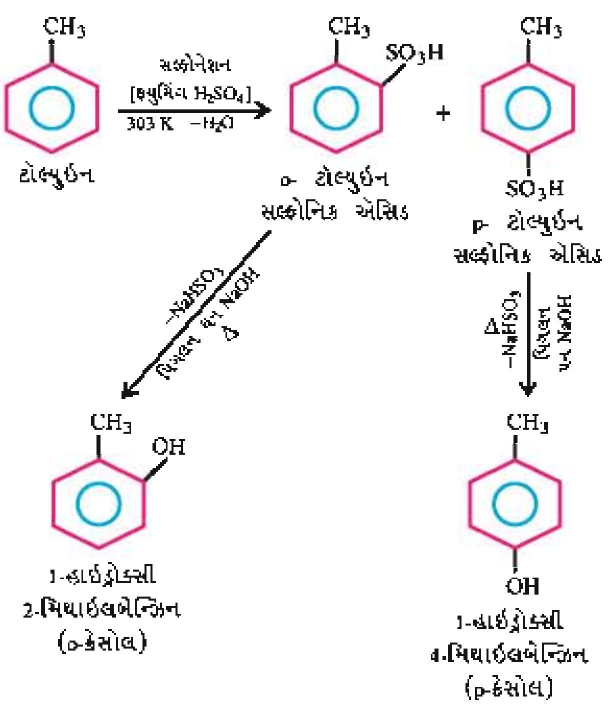
ટૉલ્યુઈનની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ :

ફિનાઈલ-કેન્દ્રમાં થતી પ્રક્રિયાઓ :

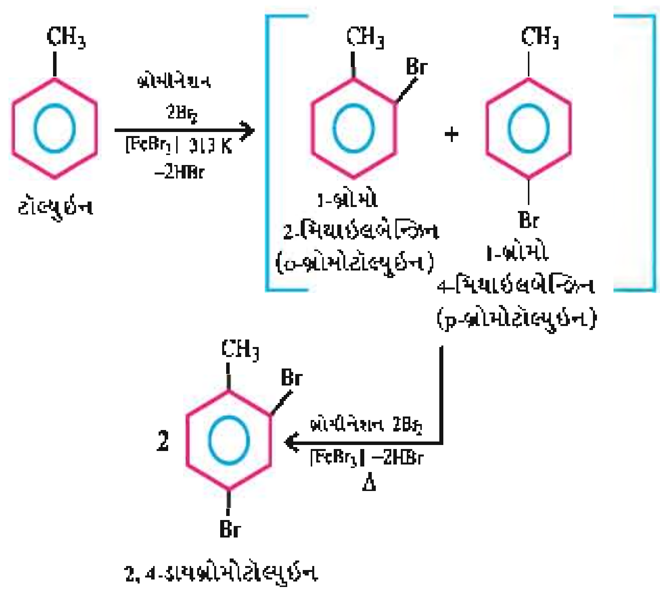
(1) નાઈટ્રેશન :



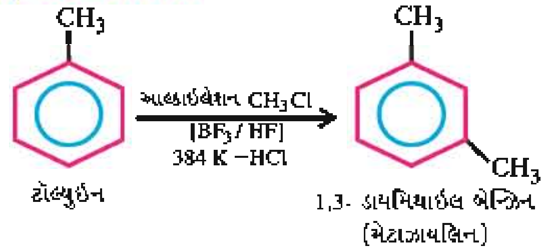
(2) સલ્ફોનેશન :



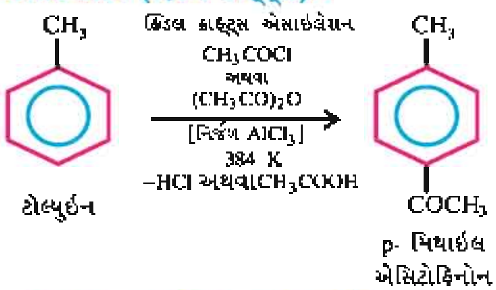
(3) બ્રોમીનેશન :



(4) આલ્કાઈલેશન :

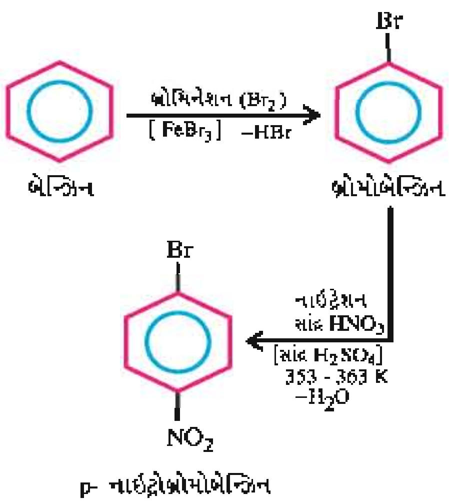


(5) એસાઈલેશન (ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ) :

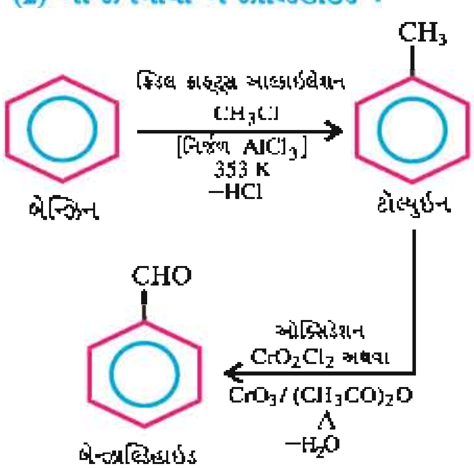


6.6.9 કાર્બનિક પરિવર્તનો (Organic Conversions) :

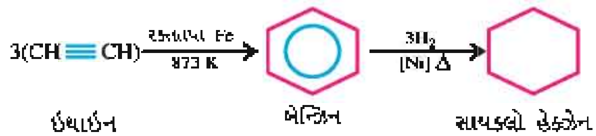
(1) બેન્ઝિનમાંથી p-નાઈટ્રોબ્રોમોબેન્ઝિન :



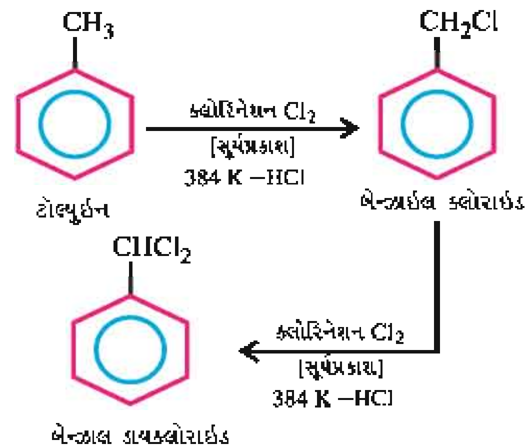
(2) બેન્ઝિનમાંથી બેન્ઝાલ્ડિહાઇડ :



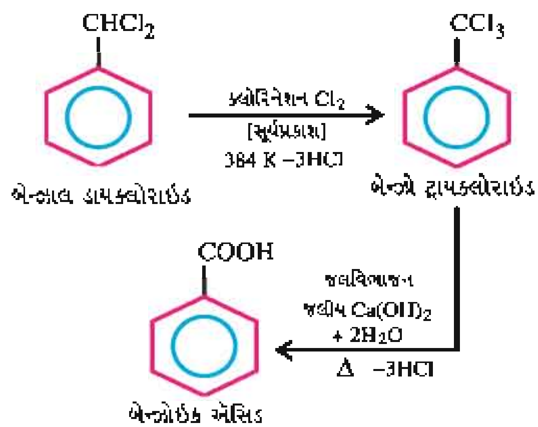
(3) ઈથાઈનમાંથી સાયક્લોહેક્ઝેન :



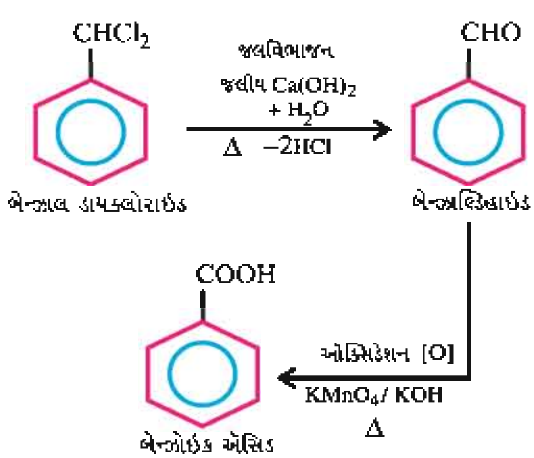
(4) ટોલ્યુઈનમાંથી બેન્ઝાલ ડાયક્લોરાઈડ :



(5) બેન્ઝાલ ડાયક્લોરાઈડમાંથી બેન્ઝોઈક ઍસિડ :



અથવા



સારાંશ

હાઇડ્રોકાર્બન કાર્બન અને હાઇડ્રોજનનાં સંયોજનો છે. મોટે ભાગે હાઇડ્રોકાર્બન કોલ અને પેટ્રોલિયમમાંથી મેળવાય છે, કે જે ઊર્જા મેળવવા માટેનો મોટો સ્રોત છે. ઔદ્યોગિક રીતે મહત્ત્વની નીપજોને મોટી સંખ્યામાં ઉત્પાદન કરવા માટે પેટ્રોકેમિકલ શરૂઆતના કાચા માલ તરીકે વપરાય છે. બંધારણને આધારે હાઇડ્રોકાર્બનને મુક્ત-શૃંખલા, ચક્રીય તેમજ સંતૃપ્ત આલ્કેન, અસંતૃપ્ત આલ્કીન, અસંતૃપ્ત આલ્કાઇન, અને ચક્રીય ઍરોમેટિક સંયોજનોમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે.

આલ્કેનને અસંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન, આલ્કાઇલ હેલાઇડ અને કાર્બોક્સિલિક ઍસિડમાંથી બનાવી શકાય છે. આલ્કેનમાં નિર્બળ આંતર આણ્વિય આકર્ષણબળોને કારણે જુદી-જુદી કાર્બનસંખ્યા અનુસાર તેમની ભૌતિક અવસ્થા બદલાય છે. આલ્કેનમાં કાર્બનની સંખ્યા વધે છે, તેમ તેમનો અણુભાર વધવાના કારણે ઉત્કલનબિંદુમાં વધારો જોવા મળે છે.

આલ્કેન, આલ્કીન, આલ્કાઇન સંયોજનોમાં IUPAC પદ્ધતિ પ્રમાણે નામકરણ કરવામાં આવ્યું છે. આ ઉપરાંત હાઇડ્રોકાર્બન સંયોજનોમાં આણ્વિય સૂત્ર સમાન હોય પણ તેના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો જુદાજુદા હોય ત્યાં સમઘટકતાનો ગુણધર્મ દર્શાવેલ છે.

આલ્કીન સંયોજનોને આલ્કાઇન, આલ્કાઇલ હેલાઇડ, વિસિનલ ડાયહેલાઇડ અને આલ્કોહૉલમાંથી બનાવી શકાય છે. આલ્કાઇનની સરખામણીએ આલ્કીનનાં ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ઊંચાં હોય છે. 1869માં રશિયન વૈજ્ઞાનિક માર્કોવનિકોવે આપેલ નિયમ જે માર્કોવનિકોવના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. જ્યારે 1933માં એમ. એસ. ખાર્સ અને એફ. આર. મેયોએ નિયમ આપ્યો જેને એન્ટિમાર્કોવનિકોવ નિયમ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. જેની ક્રિયાવિધિને પેરોક્સાઇડ અસર પણ કહે છે. આલ્કાઇન સંયોજનો કૅલ્શિયમ કાર્બાઇડમાંથી અને વિસિનલ ડાયહેલાઇડમાંથી બનાવી શકાય છે. આલ્કાઇન સંયોજનોમાં આણ્વિય દળ વધવાની સાથે તેનાં ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ અને ઘનતામાં વધારો થાય છે. આલ્કાઇન સંયોજનોના પોલિમરાઇઝેશનથી PVC અને PAN જેવા પોલિમર બનાવી શકાય છે.

આલ્કેનની મહત્ત્વની પ્રક્રિયાઓ જેવી કે મુક્તમૂલક વિસ્થાપન, દહન, ઑક્સિડેશન અને ચક્રીયકરણ છે. જ્યારે આલ્કીન અને આલ્કાઇનમાં મુખ્યત્વે ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી યોગશીલ પ્રક્રિયાઓ થાય છે.

ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન સંયોજનોમાં બેન્ઝિન પ્રથમ સભ્ય છે. બેન્ઝિન અને બેન્ઝેનોઇડ ઍરોમેટિક લાક્ષણિકતા ધરાવે છે. કેક્યુલેએ બેન્ઝિનનું સંસ્પંદન-બંધારણ રજૂ કર્યું. બેન્ઝિન ઍરોમેટિક છે, તેની સાબિતી હ્યુકેલના નિયમથી મેળવી શકાય છે. આ ઉપરાંત હ્યુકેલના નિયમથી સમતલીય ચક્રીય સંયોજનો વિશેનો ખ્યાલ સ્પષ્ટ થાય છે. 1937માં વૈજ્ઞાનિક લૂઇસે બેન્ઝિનનું ઇલેક્ટ્રૉનિક બંધારણ રજૂ કર્યું, જેના પરથી બેન્ઝિનના કાર્બનમાં sp^2-સંકરણ સમજાવી શકાય છે.

બેન્ઝિનમાં પ્રેરક સમૂહ અને તેની નિર્દેશક અસર વડે ઑર્થો, મેટા, પેરા સમઘટક સમયોજનો સરળતાથી સમજી શકાય છે.

ઍરોમેટિક હાઇડ્રોકાર્બન અસંતૃપ્ત હોવા છતાં મુખ્યત્વે ઇલેક્ટ્રૉન અનુરાગી વિસ્થાપન પ્રક્રિયાઓ અને ક્યારેક યોગશીલ પ્રક્રિયાઓ આપે છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલ બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) નીચેના પૈકી કયો સંતૃપ્ત હાઇડ્રોકાર્બન છે ?

(A) ફિનાઇલ સમૂહ (B) આલ્કેન (C) આલ્કીન (D) આલ્કાઇન

(2) કયો પદાર્થ તૃતીયક (3^0) કાર્બન ધરાવે છે ?

(A) પ્રોપેન (B) n-બ્યુટેન (C) 2, મિથાઇલ પ્રોપેન (D) મિથેન

(3) આલ્કાઇલ હેલાઇડની રિડક્શન પ્રક્રિયા દ્વારા શું મળે છે ?

(A) આલ્કોહોલ (B) આલ્કેન (C) આલ્કિન (D) Cl_2

(4) ડિકાર્બોક્સિલેશન પ્રક્રિયામાં નીચેનામાંથી કયો વાયુ મુક્ત થાય છે ?

(A) CO_2 (B) CO (C) O_2 (D) N_2

(5) સોડાલાઇમ કયા પદાર્થોનું મિશ્રણ છે.

(A) NaOH, $CaCO_3$ (B) NaOH, CaO

(C) KOH, $Ca(OH)_2$ (D) KOH, CaO

(6) આલ્કિનનું સામાન્ય સૂત્ર .... છે ?

(A) $C_nH_{2n+2}O$ (B) C_nH_{2n} (C) C_nH_{2n+1} (D) C_nH_{2n+2}

(7) કયું મિશ્રણ લિન્ડરનો ઉદ્દીપક તરીકે વપરાય છે ?

(A) Pd + Pt (B) Ni + P (C) Pt + હેલોજન (D) Pt + ચારકોલ

(8) આલ્કાઇનમાંથી કાર્બોનિલ સંયોજન મેળવવા H_2O સાથેની પ્રક્રિયામાં .... ઉદ્દીપક વપરાય છે.

(A) Pt (B) $HgSO_4$ (C) $HgCl_2$ (D) HCN

(9) બેન્ઝિનમાં –C = C–ની બંધલંબાઈ કેટલી છે.

(A) 139 pm (B) 133 pm (C) 154 pm (D) 111 pm

(10) બેન્ઝિનમાં સંસ્પંદન ઊર્જાનું મૂલ્ય .... છે.

(A) 119.66 kJ (B) 208.36 kJ (C) 150.63 kJ (D) 358.99kJ

(11) બેન્ઝિનની નાઇટ્રેશન પ્રક્રિયામાં ઇલેક્ટ્રોન-અનુરાગી આયન કયો છે ?

(A) SO_3H^+ (B) NO_2^- (C) NO_2^+ (D) HNO_3

(12) નીચેનાં પૈકી કયું બંધારણીય સૂત્ર ટોલ્યુઇનનું છે ?

(A) (B) (C) (D)

(13) બેન્ઝિનમાં σ–બંધ અને π–બંધની સંખ્યા કેટલી છે ?

(A) છ σ અને ત્રણ π (B) છ σ અને એક π

(C) આઠ σ અને ત્રણ π (D) બાર σ અને ત્રણ π

(14) ટૉલ્યુઇનની બ્રોમિનેશન પ્રક્રિયામાં કયો ઉદ્દીપક વપરાય છે ?

(A) $FeBr_3$ (B) $FeSO_4$ (C) $FeCl_3$ (D) $AlBr_3$

(15) એરિન સંયોજનોનું સામાન્ય સૂત્ર .... છે.

(A) C_nH_{2n-6} (B) C_nH_{2n-3m} (C) C_nH_{2n+6m} (D) C_nH_{2n-6m}

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

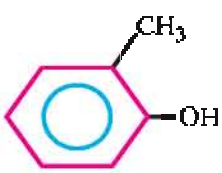
(1) નીચેનાનાં IUPAC નામ અને બંધારણીય સૂત્ર આપો :

નિયોપેન્ટેન, આઇસોબ્યુટેન, ફોર્માલ્ડિહાઇડ, n-બ્યુટેન, બેન્ઝાઇલ ક્લોરાઇડ, TNT

(2) નીચેનાં બંધારણીય સૂત્ર ધરાવતાં સંયોજનોનાં IUPAC નામ આપો :

(i) $CH_3 - CH = C\ (CH_3)_2$

(ii)

(iii) 

(iv) $H_3C - C \equiv C - CH_2 - CH_3$

(3) આલ્કેનમાં ચતુર્થક હાઇડ્રોજન કેમ શક્ય નથી ?

(4) પ્રાથમિક આલ્કેનથી તૃતીયક આલ્કેન તરફ જતાં ઉત્કલનબિંદુમાં ઘટાડો થાય છે. કેમ ?

(5) ડીહાઇડ્રોહેલોજિનેશન પ્રક્રિયા કોને કહે છે ?

(6) PVCની બનાવટની પ્રક્રિયાનું માત્ર સમીકરણ આપો.

(7) ત્રણ વલય ધરાવતાં ઍરોમેટિક સંયોજનોનાં બંધારણીય સૂત્ર અને નામ આપો.

(8) સંસ્પંદન ઊર્જા એટલે શું ?

(9) ઇલેક્ટ્રોન અનુરાગી આયન કોને કહે છે ? ઉદાહરણ આપો.

(10) બેન્ઝિનની ફ્રિડલ ક્રાફ્ટ્સ આલ્કાઇલેશન પ્રક્રિયાનું માત્ર સમીકરણ આપો.

(11) કયા ક્રિયાશીલ સમૂહો મેટા નિર્દેશક અસર માટે જવાબદાર છે ?

(12) કેક્યુલેએ રજૂ કરેલ બેન્ઝિનનું બંધારણ આપો.

(13) લૂઇસે આપેલ બેન્ઝિનનું ઇલેક્ટ્રોનીય બંધારણ આપો.

(14) હ્યુકેલનો ઍરોમેટિકરણ સિદ્ધાંત જણાવો.

3. નીચેના પ્રશ્નોના જવાબ આપો :

(1) નીચેનાં કાર્બનિક પરિવર્તનો આપો :

(i) 1, 2 ડાયબ્રોમોઇથેનમાંથી ઇથાઇન

(ii) ક્લોરોઇથેનમાંથી ઇથેનોઇક ઍસિડ

(iii) પ્રોપાઇનમાંથી 1 બ્રોમોપ્રોપેન

(iv) બેન્ઝિનમાંથી 4 નાઇટ્રો 1 બ્રોમો બેન્ઝિન (p - નાઇટ્રોબ્રોમોબેન્ઝિન)

(v) બેન્ઝિનમાંથી 1 નાઇટ્રો 4 મિથાઇલ બેન્ઝિન (p - નાઇટ્રોટોલ્યુઇન)

(vi) બેન્ઝિનમાંથી 1, 3 ડાયમિથાઇલ બેન્ઝિન (m - ઝાયલિન)

(vii) બેન્ઝિનમાંથી ફિનોલ

(2) સૌપ્રથમ બેન્ઝિન કોણે અને કેવી રીતે મેળવ્યું ?

(3) હાઇડ્રોકાર્બનનું વર્ગીકરણ યોગ્ય ઉદાહરણ આપી સમજાવો.

(4) આલ્કાઇલ હેલાઇડમાંથી આલ્કેનની બનાવટ-પ્રક્રિયા આપો.

(5) કાર્બનની સંખ્યા વધતાં આલ્કેનની ભૌતિક સ્થિતિ અને ઉત્કલનબિંદુમાં થતો ફેરફાર જણાવો.

(6) ફિનોલના રિડક્શન વડે બેન્ઝિનની બનાવટ આપો.

(7) માર્કોવનિકોવના સિદ્ધાંત પ્રમાણે અસમમિત આલ્કિન સાથે HClની પ્રક્રિયાવિધિ સમજાવો.

(8) આલ્કાઇનનો ઍસિડિક ગુણધર્મ સાબિત કરો.

(9) આલ્કાઇનમાં યોગશીલ પ્રક્રિયાઓ સમજાવો.

(10) આલ્કાઇનના ભૌતિક ગુણધર્મો ચર્ચો.

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર જવાબ લખો :

(1) નોંધ લખો : આલ્કાઇન સંયોજનોની બનાવટ

(2) ઍરોમેટિકરણ એટલે શું ? તેની વિગતો આપો.

(3) બેન્ઝિનનું બંધારણ રાસાયણિક પ્રક્રિયાના આધારે સમજાવો.

(4) બેન્ઝિનની નાઇટ્રેશન, હેલોજિનેશન, સલ્ફોનેશન પ્રક્રિયાવિધિની ચર્ચા કરો.

(5) નોંધ લખો : બેન્ઝિનમાં દ્વિતીય વિસ્થાપનની નિર્દેશક અસર

(6) ટૉલ્યુઇનમાં ઑર્થો/પૅરા-નિર્દેશક અસર અને મેટા-નિર્દેશક અસર સમજાવતાં બે-બે ઉદાહરણ આપો.

(7) બેન્ઝિનનું આધુનિક બંધારણ ભૌતિક ગુણધર્મોને આધારે સમજાવો.

(8) આણ્વિય કક્ષક સિદ્ધાંતને આધારે બેન્ઝિનનું ઍરોમેટિક બંધારણ સમજાવો.

(9) બ્રોમોબેન્ઝિનનું નાઇટ્રેશન કરતાં 2 બ્રોમો 1 નાઇટ્રોબેન્ઝિન અને 4 બ્રોમો 1 નાઇટ્રોબેન્ઝિન મળે છે પણ નાઇટ્રોબેન્ઝિનનું બ્રોમિનેશન કરતાં 3 બ્રોમો 1 નાઇટ્રોબેન્ઝિન મળે છે. શા માટે ?

(10) બેન્ઝિનમાં દ્વિબંધ હોવા છતાં તેનું પોલિમરાઇઝેશન (બહુલીકરણ) કેમ થતું નથી ?

•

પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન

7.1 પ્રસ્તાવના

7.2 પર્યાવરણીય પ્રદૂષણ

7.3 વાતાવરણનું પ્રદૂષણ

7.3.1 ક્ષોભ આવરણીય પ્રદૂષણ

7.3.1.1 વાયુમય હવાપ્રદૂષકો

- ગ્લોબલવૉર્મિંગ અને ગ્રીનહાઉસ અસર
- ઍસિડવર્ષા

7.3.1.2 રજકણ-પ્રદૂષકો

7.3.2 સમતાપ આવરણીય પ્રદૂષણ

- ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન, તેની અસરો અને તેનું રક્ષણ

7.4 પાણીનું પ્રદૂષણ

- પીવાના પાણીની ગુણવત્તાનાં ધોરણો
- પીવાના પાણીનું શુદ્ધીકરણ

7.5 જમીનનું પ્રદૂષણ

- જમીનના પ્રદૂષણનાં કારણો
- જમીનના પ્રદૂષણનું નિવારણ

7.6 ઉદ્યોગોના અનિવાર્ય નકામા કચરા દ્વારા થતું પ્રદૂષણ

7.7 પર્યાવરણીય પ્રદૂષણ-નિયંત્રણનાં પગલાં

7.8 હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન

7.1 પ્રસ્તાવના (Introduction)

આપણે જાણીએ છીએ તેમ આપણી આસપાસ જે છે તે બધું એટલે પર્યાવરણ, આપણી આસપાસનાં સામાજિક, જૈવિક, ભૌતિક અને રાસાયણિક પરિબળોના સમન્વયને પર્યાવરણ કહે છે. પર્યાવરણમાં થતી રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક ઘટનાઓનો વૈજ્ઞાનિક અભ્યાસ એટલે પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન. આમ, **હવા, જમીન અને જલીય પર્યાવરણની રાસાયણિક સ્પીસીઝનાં ઉદ્ભવસ્થાનો, પ્રક્રિયાઓ, વહન, અસરો, નિર્માણ અને તેના પર માનવીય પ્રવૃત્તિઓની અસરના અભ્યાસને પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન કહે છે.** પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન આંતરશાખીય વિજ્ઞાન છે, જેમાં વાતાવરણીય, જલીય, જમીન રસાયણવિજ્ઞાન અને વૈશ્લેષિક રસાયણવિજ્ઞાનનો સમાવેશ થાય છે. વૈશ્લેષિક રસાયણવિજ્ઞાનમાં રાસાયણિક પદાર્થોના વિશ્લેષણ માટેની જુદી-જુદી પદ્ધતિઓ (methods) અને તક્નિકો (Techniques)નો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે.

પર્યાવરણમાં થતી ઘટનાઓ અને ફેરફારોને કારણે આપણને અનેક પ્રશ્નો ઉદ્ભવે છે જેવા કે, શા કારણે અમુક વિસ્તારોમાંથી પસાર થતાં આંખોમાં બળતરા થાય છે ? પૃથ્વીનું તાપમાન કેમ વધતું જાય છે ? ઐતિહાસિક ઇમારતોનું અપક્ષરણ (erosion) થવાનું કારણ શું હોઈ શકે ? જમીન શા માટે શુષ્ક બનતી જણાય છે ? કેવું પાણી પીવાલાયક ગણી શકાય ? સામાન્ય વ્યક્તિ કરતાં કારખાનામાં કામ કરનાર કામદારને શા કારણે વહેલી બહેરાશ આવે છે ? આ પ્રકારના પ્રશ્નોના ઉત્તર મેળવવા આપણે પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાનનો સહારો લેવો પડે છે, જે હવા, પાણી, જમીન અને ધ્વનિ પ્રદૂષણના અભ્યાસને મહત્ત્વ આપે છે. આ એકમમાં આપણે મુખ્યત્વે હવા, પાણી અને જમીનનું પ્રદૂષણ થવાનાં કારણો, તેની અસરો અને પ્રદૂષણ-નિવારણના ઉપાયો વિશે ચર્ચા કરીશું.

7.2 પર્યાવરણીય પ્રદૂષણ (Environmental Pollution)

પર્યાવરણ દૂષિત થવાની ક્રિયાને પર્યાવરણીય પ્રદૂષણ કહે છે. આ પ્રદૂષણ કેટલીક કુદરતસર્જિત કે માનવસર્જિત

પ્રવૃત્તિઓને કારણે ઉદ્ભવતા નુકસાનકારક કચરાથી થાય છે. પ્રદૂષણ પેદા કરનાર તથા ફેલાવનાર પદાર્થોને પ્રદૂષકો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. પ્રદૂષકો ઘન, પ્રવાહી, અને વાયુ સ્વરૂપે જોવા મળે છે. પ્રદૂષકોનું કુદરતી રીતે વિઘટન થવા માટેનો જરૂરી સમય જુદો-જુદો હોય છે. **જે પ્રદૂષકોનું વિઘટન ઝડપી થાય છે, તેને ઝડપી વિઘટનીય પ્રદૂષકો (rapidly degradable pollutants) કહે છે.** દા.ત., શાકભાજીના કચરાનું કુદરતી રીતે વિઘટન 7થી 10 દિવસમાં થાય છે. **જે પ્રદૂષકોનું વિઘટન ધીમું થાય છે, તેને ધીમા વિઘટનીય પ્રદૂષકો (slowly degradable pollutants) કહે છે.** દા.ત., કૃષિકચરાનું કુદરતી રીતે વિઘટન થવા માટે લગભગ 3થી 5 મહિના લાગે છે, તેથી જ ખેડૂતો વર્ષમાં વધુમાં વધુ બે વખત ઉકરડા ખાલી કરે છે. **કેટલાક પ્રદૂષકો વિઘટન પામ્યા વગર દશકાઓ સુધી મૂળ સ્વરૂપે રહે છે. તેને અવિઘટનીય પ્રદૂષકો (non-degradable pollutants) કહે છે.** દા.ત., ડાયક્લોરોડાયફિનાઇલ-ટ્રાયક્લોરોઇથેન (DDT), પ્લાસ્ટિક પદાર્થો, ભારે ધાતુઓ, રેડિયોસક્રિય કચરો વગેરે. આ પદાર્થોનું કુદરતી રીતે વિઘટન થતું નથી, તેથી તેમને પર્યાવરણમાંથી દૂર કરવા મુશ્કેલ છે. આ પ્રદૂષકો જીવસૃષ્ટિ માટે ખૂબ જ હાનિકારક પુરવાર થાય છે. આપણે જાણીએ છીએ તેમ આપણું પર્યાવરણ મૃદાવરણ (જમીન), જલાવરણ (પાણી) અને વાતાવરણ (હવા, વાયુ)નું બનેલું છે, તેથી પર્યાવરણીય પ્રદૂષણના અભ્યાસમાં આ ત્રણેય આવરણોમાં જોવા મળતું પ્રદૂષણ એટલે કે હવા, પાણી અને જમીનના પ્રદૂષણનો અભ્યાસ જરૂરી બને છે. એનો અભ્યાસ આપણે ક્રમશઃ આ એકમમાં કરીશું.

7.3 વાતાવરણનું પ્રદૂષણ (Atmospheric Pollution)

પૃથ્વીની આસપાસ આવેલા હવાના આવરણને વાતાવરણ કહે છે જે દરિયાની સપાટીથી 500 કિમીની ઊંચાઈ સુધી વિસ્તરેલું છે. **વાતાવરણનો નીચેનો વિસ્તાર કે જ્યાં માનવ સહિતની સમગ્ર જીવસૃષ્ટિ વસે છે, તેને ક્ષોભ-આવરણ (Troposphere) કહે છે.** તે દરિયાની સપાટીથી લગભગ 10 કિમી સુધી વિસ્તરેલું છે. **ક્ષોભ-આવરણની ઉપર, દરિયાની સપાટીથી 10 કિમીથી 50 કિમીની વચ્ચેના વિસ્તારને સમતાપ આવરણ (Stratosphere) કહે છે.** ક્ષોભ-આવરણમાં ડાયનાઇટ્રોજન (N_2), ડાયઑક્સિજન (O_2), કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ (CO_2), પાણીની વરાળ (H_2O) અને આર્ગોન (Ar) જેવા ઘટકોની હાજરી હોય છે. સમતાપ આવરણમાં ડાયનાઇટ્રોજન (N_2), ડાયઑક્સિજન (O_2) અને ઓઝોન (O_3) જેવા ઘટકો હાજર હોય છે. પૃથ્વીના જીવાવરણ પર ક્ષોભ-આવરણ અને સમતાપ આવરણની અસર વધુ થતી હોવાથી વાતાવરણના પ્રદૂષણના અભ્યાસમાં આ બંને વિસ્તારના પ્રદૂષણનો અભ્યાસ અતિ મહત્ત્વનો બને છે. તેથી આપણે ક્ષોભ-આવરણ અને સમતાપ આવરણમાં થતા હવાના પ્રદૂષણનો અભ્યાસ કરીશું.

7.3.1 ક્ષોભ-આવરણીય પ્રદૂષણ (Tropospheric Pollution) :

હવામાં રહેલા અનિચ્છનીય ઘન અથવા વાયુમય કણોને કારણે ક્ષોભ-આવરણીય પ્રદૂષણ થાય છે. ક્ષોભ-આવરણમાં મહદ્અંશે વાયુમય પ્રદૂષકો - SO_x, NO_x, CO, CO_2, H_2S, O_3, હાઇડ્રોકાર્બન તથા રજકણ સ્વરૂપના પ્રદૂષકો - ધૂળ (dust), ધુમ્મસ (mist), ધૂમ (fumes), ધુમાડો (smoke) અને ધૂમ્રધુમ્મસ (smog) જોવા મળે છે.

7.3.1.1 વાયુમય હવા પ્રદૂષકો (Gaseous Air Pollutants) :

(1) સલ્ફરના ઑક્સાઇડ (SO_x) : જ્યારે સલ્ફરયુક્ત અશ્મિગત બળતણનું દહન થાય છે, ત્યારે સલ્ફરના ઑક્સાઇડ ઉત્પન્ન થાય છે. સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડ સામાન્ય વાયુમય સ્પીસીઝ છે, જે પ્રાણી અને વનસ્પતિસૃષ્ટિ માટે ઝેરી છે. સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડના ઓછા પ્રમાણની હાજરીથી પણ મનુષ્ય-જાતિમાં શ્વસનતંત્રને લગતા રોગો જેવા કે, દમ (અસ્થમા), શ્વાસનળીમાં સોજો અને બળતરા વગેરે થાય છે. સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડને કારણે આંખમાં બળતરા થવી, લાલ થવી અને આંખમાંથી પાણી નીકળવું વગેરે તકલીફો પણ થાય છે. સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડના વધુ પ્રમાણથી ફૂલની કળી કડક થઈ છોડ પરથી ખરી પડે છે. સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડનું ઑક્સિડેશન ઉદ્દીપક વગર ધીમું થાય છે. પણ પ્રદૂષિત હવામાં રજકણો ઉદ્દીપક તરીકે વર્તી સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડનું સલ્ફર ટ્રાયૉક્સાઇડમાં રૂપાંતર કરે છે.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$$

આ પ્રક્રિયા ઓઝોન અને હાઇડ્રોજન પેરૉક્સાઇડ જેવા ઑક્સિડેશનકર્તાની હાજરીથી પણ થઈ શકે છે.

$$SO_{2(g)} + O_{3(g)} \rightarrow SO_{3(g)} + O_{2(g)}$$

$$SO_{2(g)} + H_2O_{2(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

(2) નાઇટ્રોજનના ઑક્સાઇડ (NO_x) : વાતાવરણમાં નાઇટ્રોજનના ઑક્સાઇડ તરીકે નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ (N_2O), નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ (NO) અને નાઇટ્રોજન ડાયૉક્સાઇડ (NO_2) વિશેષ પ્રમાણમાં હોય છે. નાઇટ્રોજનના ઑક્સાઇડને સામાન્ય રીતે NO_x વડે ઓળખવામાં આવે છે. આપણે જાણીએ છીએ તે મુજબ હવામાં ડાયઑક્સિજન (21%) અને ડાયનાઇટ્રોજન (78%) મુખ્ય ઘટકો છે. ચોક્કસ પરિસ્થિતિમાં તેઓ એકબીજા સાથે સંયોજાઈ નાઇટ્રોજનના ઑક્સાઇડ બનાવે છે. NO_2નું ઑક્સિડેશન થઈ NO_3^- બને છે, જે જમીનમાં પ્રવેશે છે, ત્યારે ખાતર તરીકે કામ કરે છે. વાહનોના એન્જિનમાં ઊંચા તાપમાને અશ્મિગત

બળતણનું દહન થાય છે, ત્યારે ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયઑક્સિજન સંયોજાવાથી નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ અને નાઇટ્રોજન ડાયૉક્સાઇડનો અસરકારક જથ્થો ઉત્પન્ન થાય છે.

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{1483\ K} 2NO_{(g)}$$

NO તરત જ ડાયઑક્સિજન સાથે પ્રક્રિયા કરી NO_2 આપે છે.

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

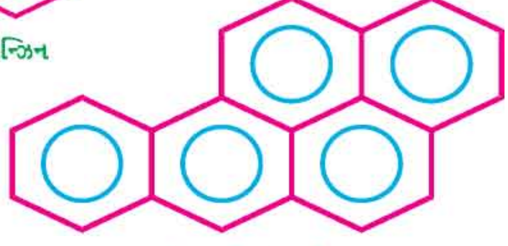
સમતાપ આવરણમાંના નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ સાથે ઓઝોનની પ્રક્રિયાથી NO_2 બનવાની પ્રક્રિયાનો વેગ ઝડપી હોય છે.

$$NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

આમ, જંગલોમાં થતો દવ (જંગલોનું દહન), વાહનોનો ધુમાડો, ખનિજતેલ, કોલસા અને કુદરતી વાયુનું દહન, સુપરસોનિક વિમાનોનો બહાર નીકળતો ધુમાડો વગેરે NO_xનાં ઉદ્‌ગમસ્થાનો છે. વાહનવ્યવહારની અવરજવર વધુ હોય ત્યાં અને ગીચ વિસ્તારમાં નાઇટ્રોજનના ઑક્સાઇડના લીધે દાહક લાલ ધૂંધળું વાતાવરણ સર્જાય છે. NO_2નું વધુ પ્રમાણ વનસ્પતિનાં પર્ણોને નુકસાન પહોંચાડે છે અને પ્રકાશસંશ્લેષણની પ્રક્રિયા ધીમી પાડે છે. NO_2 ફેફસાં માટે દાહક પદાર્થ છે. તેનાથી બાળકોમાં શ્વસનતંત્રના ગંભીર રોગ થાય છે. તે સજીવપેશીઓ માટે અત્યંત નુકસાનકારક છે. ઉપરાંત તે ધાતુઓ અને કાપડના રેસાઓને પણ નુકસાન પહોંચાડે છે.

(3) હાઇડ્રોકાર્બન : માત્ર કાર્બન અને હાઇડ્રોજનનાં સંયોજનોને હાઇડ્રોકાર્બન કહે છે. વાહનોમાં વપરાતા બળતણના અપૂર્ણ દહનથી તથા બીડી-સિગારેટના સેવનથી ઉત્પન્ન થતા ધુમાડામાં 3, 4 -બેન્ઝપાયરીન જેવા હાઇડ્રોકાર્બન પદાર્થો હોય છે. તે કેન્સરજન્ય પદાર્થો છે, એટલે કે તેનાથી કૅન્સર થાય છે. તે છોડની પેશીઓને તોડે છે. ઉપરાંત પર્ણો, ફૂલો અને કાંટા પર આવરણ બનાવે છે. બેન્ઝિનનો પણ કેન્સરજન્ય પદાર્થોમાં સમાવેશ થાય છે.

બેન્ઝિન



3, 4- બેન્ઝપાયરીન

(4) કાર્બનના ઑક્સાઇડ :

(i) કાર્બન મોનૉક્સાઇડ (CO) : કાર્બન મોનૉક્સાઇડ અતિગંભીર હવા પ્રદૂષક છે. તે રંગવિહીન, વાસવિહીન અને અતિઝેરી વાયુ છે. તે કાર્બનના અપૂર્ણ દહનથી ઉત્પન્ન થતો વાયુ છે.

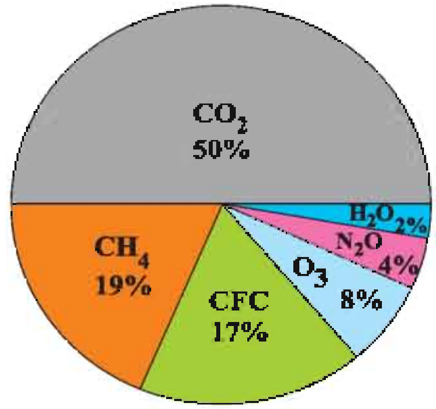
$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow[\text{દહન}]{\text{અપૂર્ણ}} 2CO_{(g)}$$

વાહનોમાંથી નીકળતા ધુમાડામાં કાર્બન મોનૉક્સાઇડ વિશેષ પ્રમાણમાં હોય છે. આ ઉપરાંત તે લાકડાં, કોલસા અને પેટ્રોલિયમ જેવી પેદાશોના અપૂર્ણ દહનથી પણ ઉત્પન્ન થાય છે. આખા વિશ્વમાં દરરોજ વાહનોની સંખ્યા વધતી જાય છે. વાહનોની નિયમિત મરામત (service) ન થવાના કારણે અને વાહનોમાં જરૂરી પ્રદૂષણ-નિયંત્રક સામગ્રીના અભાવે આ વાહનો વધુ જથ્થામાં કાર્બન મોનૉક્સાઇડ બહાર કાઢે છે. કાર્બન મોનૉક્સાઇડ વાયુ આપણા શરીરમાં પ્રવેશીને રુધિરમાંના હિમોગ્લોબીન સાથે જોડાઈ કાર્બોક્સિહિમોગ્લોબીન સંકીર્ણ બનાવે છે, જે ઑક્સિજન હિમોગ્લોબીન સંકીર્ણ સંયોજન કરતાં 300 ગણું વધુ સ્થાયી છે. જ્યારે આપણા શરીરમાં કાર્બોક્સિ-હિમોગ્લોબીનનું પ્રમાણ 3થી 4% જેટલું થાય છે, ત્યારે રુધિરમાંના હિમોગ્લોબીનની ઑક્સિજન વહન કરવાની ક્ષમતા ઘટતી જાય છે. તેના કારણે માથામાં દુ:ખાવો, આંખોની દૃષ્ટિમાં નબળાઈ, હૃદય અને રક્તવાહિનીઓના કાર્યમાં ખલેલ પહોંચે છે. ધૂમ્રપાનથી કાર્બન મોનૉક્સાઇડ વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે, જે આપણા શરીરમાં ફેફસાં દ્વારા પ્રવેશી આપણને નુકસાન પહોંચાડતો હોવાથી ધૂમ્રપાન ન કરવાની સલાહ આપવામાં આવે છે. **તેથી સિગારેટના ખોખા પર કાનૂની ચેતવણી - "ધૂમ્રપાન જીવલેણ છે." છાપવામાં આવે છે.** સગર્ભા સ્ત્રી ધૂમ્રપાન કરે તો તેના રુધિરમાં COનું પ્રમાણ વધવાને કારણે કસુવાવડ (premature birth), સ્વયંભૂગર્ભપાત (spontaneous abortion) અને બાળકમાં વિકૃતિ આવવાની શક્યતા વધી જાય છે.

(ii) કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ (CO_2) : CO_2 એ હવામાંનો કુદરતી ઘટક છે, જે દરેક વનસ્પતિ માટે જરૂરી છે. સામાન્ય વાતાવરણમાં તેનું પ્રમાણ લગભગ 0.03% જેટલું હોય છે. કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ શ્વાસોચ્છ્‌વાસથી, ઊર્જા મેળવવા માટે અશ્મિગત બળતણના દહનથી તથા સિમેન્ટના ઉત્પાદન દરમિયાન ચૂનાના પથ્થરનું વિઘટન થવાથી ઉત્પન્ન થાય છે, જેથી વાતાવરણમાં CO_2 વધે છે. વનસ્પતિ પ્રકાશસંશ્લેષણની પ્રક્રિયા માટે વાતાવરણમાંના કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનો ઉપયોગ કરે છે. આમ, વનસ્પતિ વાતાવરણમાંના CO_2નું પ્રમાણ ઘટાડે છે. પણ વધતી જતી

વસ્તી અને મનુષ્યની લોભવૃત્તિને સંતોષવા માટે જંગલો કપાવાથી અને અશ્મિગત બળતણનો વપરાશ વધવાથી વાતાવરણમાં CO_2 નું પ્રમાણ વધવા લાગ્યું છે. હવામાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું વધતું જતું પ્રમાણ ગ્લોબલવૉર્મિંગ માટે જવાબદાર છે. ક્ષોભ આવરણમાં વાયુ પ્રદૂષકો દ્વારા થતા પ્રદૂષણની અસરથી પૃથ્વીનું તાપમાન વધે છે અને ઍસિડવર્ષા પણ થાય છે. હવે આપણે વાયુપ્રદૂષકોની આ અસરો વિશે સમજીએ.

ગ્લોબલવૉર્મિંગ અને ગ્રીનહાઉસ અસર : ગ્રીન-હાઉસનો સામાન્ય અર્થ 'છોડઉછેરઘર' થાય છે. અવાહક દીવાલો અને પારદર્શક છતોથી બનેલ કાચનાં ઘરોમાં ઇચ્છિત તાપમાન જાળવી છોડ ઉછેરી શકાય છે. દિવસ દરમિયાન આવતો સૂર્યપ્રકાશ પારદર્શક છતોમાંથી પસાર થઈને અંદરનાં જમીન, વનસ્પતિ અને અન્ય પદાર્થોને ગરમી આપે છે. આ ઘટકોએ શોષેલી ગરમી પૈકીની ફાજલ ગરમી રાત્રિ દરમિયાન પાછી ફેંકાય છે. પણ આ ગરમીની વેધકતા ઘટી જવાથી તે દીવાલો કે છતોમાંથી બહાર છટકી જઈ શકતી નથી. એટલે કે આ ગરમી છોડ ઉછેરઘરમાં જ રહેતી હોવાથી તેનું તાપમાન હૂંફાળું રહે છે. પરિણામે બહાર ગમે તેટલી ઠંડી પડતી હોય તો પણ ગ્રીનહાઉસમાં ઉનાળું છોડ ઉછેરી શકાય છે. પૃથ્વીને હૂંફાળી રાખવા માટે કુદરતમાં પણ આવી જ અદ્ભુત વ્યવસ્થા છે. સૌપ્રથમ ફ્રેન્ચ ગણિતશાસ્ત્રી જીન ફોરિયરે (Jean Fourier) 1882 માં પૃથ્વીના વાતાવરણને ગ્રીનહાઉસ સાથે સરખાવ્યું હતું. ત્યાર બાદ 1886 માં સ્વિડનના રસાયણવિજ્ઞાની સ્વાંતે આર્હેનિયસ (Swante Arrhenius) અને અમેરિકન વિજ્ઞાની ચેંબરલિને (Chamberlin) સમજાવ્યું હતું કે ગ્રીનહાઉસ અને પૃથ્વીનું વાતાવરણ એકસરખી રીતે કામ કરે છે. એટલે કે તેઓ સૂર્યકિરણોને અંદર પ્રવેશવા દે છે, પણ ગરમીને બહાર છટકવા દેતાં નથી, તેથી **પૃથ્વીને હૂંફાળી રાખતી આ ઘટના 'ગ્રીનહાઉસઅસર' કે 'ગ્લોબલવૉર્મિંગ' અને તેમાં સક્રિય ફાળો આપતા વાયુઓ 'ગ્રીનહાઉસ વાયુ' તરીકે ઓળખાય છે.** વાતાવરણમાં રહેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ, મિથેન, ઓઝોન, ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન (CFCs), નાઇટ્રસઑક્સાઇડ અને પાણીની વરાળ ગ્રીનહાઉસ વાયુ તરીકે વર્તે છે. આ ગ્રીનહાઉસ વાયુઓ ખરેખર તો પૃથ્વીના ધાબળા તરીકે કામ કરે છે. ગ્રીનહાઉસ અસર ન હોય, તો પૃથ્વીનું સરેરાશ તાપમાન હાલમાં છે તેના કરતાં 30^0 સે જેટલું ઓછું હોત. આપણે કલ્પના કરી શકીએ છીએ કે આટલી કાતિલ ઠંડીમાં કંઈ સજીવસૃષ્ટિ ટકી શકે!



આકૃતિ 7.1 ગ્લોબલવૉર્મિંગમાં ગ્રીનહાઉસ વાયુઓનો ફાળો

આકૃતિ 7.1 માં દર્શાવેલ વિગત પરથી જાણી શકાય છે કે ગ્લોબલવૉર્મિંગમાં ગ્રીનહાઉસ વાયુઓ CO_2, CH_4, CFC, O_3, N_2O અને H_2Oનો અનુક્રમે 50%, 19%, 17%, 8%, 4% અને 2% ફાળો રહેલો છે. ગ્રીનહાઉસ વાયુઓની ગરમીને જકડી રાખવાની ક્ષમતા માટે યુનાઇટેડ નેશન્સ ઇન્ટરગવર્નમેન્ટલ પેનલ ઑન ક્લાઇમેટ ચેન્જ દ્વારા **'ગ્લોબલવૉર્મિંગ પોટેન્શિયલ (GWP)'** શબ્દ આપવામાં આવેલ છે. ગ્રીનહાઉસ વાયુઓનો GWP આધારિત ક્રમ

$$CFC \overset{10000\ \text{ગણો}}{>} N_2O \overset{150\ \text{ગણો}}{>} CH_4 \overset{25\ \text{ગણો}}{>} CO_2$$ છે.

એટલે કે મિથેન વાયુ, કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ કરતાં 25 ગણો વધુ; નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ, મિથેન કરતાં 150 ગણો વધુ અને ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન, નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ કરતાં 10,000 ગણો વધુ ગ્લોબલવૉર્મિંગ પોટેન્શિયલ (GWP) ધરાવે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ કરતાં મિથેન 25 ગણો વધુ, નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ 3800 ગણો વધુ અને ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન 380 લાખ ગણો વધુ ગ્લોબલ-વૉર્મિંગ પોટેન્શિયલ ધરાવે છે.

જો વાતાવરણમાં કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું પ્રમાણ 0.03% કરતાં વધી જાય તો કુદરતી ગ્રીનહાઉસના સમતોલનમાં ખલેલ પહોંચવાથી પૃથ્વીનું તાપમાન વધે છે. ઉકરડા, કાગળ, વાસી ખોરાક, સેન્દ્રિય પદાર્થો ઑક્સિજનની ગેરહાજરીમાં સડવાથી મિથેન વાયુ ઉત્પન્ન થાય છે. સામાન્ય રીતે ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન વાયુ એરોસોલ, ફોમપ્લાસ્ટિક કપમાં, રેફ્રિજરેટરમાં, ઍરકન્ડિશનરમાં, વીજાણુસર્કિટના સર્જનમાં, ઑઇલપેઇન્ટમાં, આગ ઓલવવાના ફીણમાં વપરાય છે, જે અંતે વાતાવરણમાં ભળે છે. વીજમથકોમાં અને વાહનોમાં ઊંચા તાપમાને બળતા કોલસા અને પેટ્રોલિયમ પદાર્થોમાંથી નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ છૂટો પડે છે. ઉપરાંત નાઇટ્રોજનયુક્ત

ખાતરોના ઉપયોગથી પણ આ વાયુ વાતાવરણમાં ભળે છે. જો આ પ્રમાણે ગ્રીનહાઉસ વાયુઓનું પ્રમાણ વાતાવરણમાં વધતું જશે તો પૃથ્વીનું તાપમાન પણ વધતું જશે, પરિણામે ધ્રુવીય બરફના ખડકો પીગળવાથી દરિયાઈ પાણીની સપાટી ઊંચી આવશે. તેથી નદીઓમાં પૂરની સંખ્યા અને તીવ્રતામાં વધારો થશે તથા દરિયાકિનારાના વિસ્તારોને ખૂબ જ નુકસાન થશે અને જમીનનું પણ ધોવાણ થશે. પૃથ્વીના સરેરાશ તાપમાનમાં વધારાને કારણે મેલેરિયા, ડેન્ગ્યુ અને પીળો તાવ તથા ચેપીરોગો ફેલાવાની શક્યતાઓ વધી જાય છે. આમ, અહીં પૃથ્વીના વધતા તાપમાનને અટકાવવાના ઉપાયો વિચારવા જરૂરી બને છે.

પૃથ્વીના વધતાં તાપમાનને અટકાવવાના ઉપાયો :

(i) જંગલોનું જતન કરવું જોઈએ અને વધુ વૃક્ષો ઉછેરવાં જોઈએ, કારણ કે વૃક્ષો પ્રકાશસંશ્લેષણની ક્રિયા માટે કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુનો ઉપયોગ કરે છે અને ઑક્સિજન વાયુ મુક્ત કરે છે. એવું અંદાજવામાં આવે છે કે પ્રકાશસંશ્લેષણની પ્રક્રિયાને કારણે પ્રતિવર્ષ 2200 કરોડ ટન જેટલો CO_2 વાતાવરણમાંથી દૂર થાય છે અને 1600 કરોડ ટન ઑક્સિજન ઉમેરાય છે.

(ii) વાહનોની બરાબર કાળજી લેવી જોઈએ. તેમની નિયમિત મરામત કરાવી તેનાં એન્જિન સારી સ્થિતિમાં રહે તેવો આગ્રહ રાખવો જોઈએ.

(iii) પુનઃપ્રાપ્ય ઊર્જાસ્રોતોનો વધારેમાં વધારે ઉપયોગ કરવો જોઈએ. કોલસા અને ખનિજતેલ પર સંપૂર્ણ આધાર રાખવાનું ઓછું કરવું જોઈએ.

(iv) વાતાવરણમાં નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડનું પ્રમાણ નિયંત્રણમાં રહે તે માટે રાસાયણિક ખાતરોનો ઉપયોગ બંધ કરી અથવા ઘટાડી સજીવ ખેતી તરફ વળવું જોઈએ.

(v) ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન રહિત સાધનો કે ઉપકરણોનો ઉપયોગ કરવો જોઈએ.

(vi) વાતાવરણમાં મિથેન વાયુ ભળતો અટકે તે માટે ખાતર મેળવવાના હેતુથી ખુલ્લી જગ્યામાં ઉકરડા બનાવવાના બદલે બાયોગૅસ પ્લાન્ટ (ગોબરગૅસ પ્લાન્ટ) દ્વારા તે કૃષિકચરા કે પ્રાણીઓના મળ-મૂત્રના ઉપયોગથી બાયોગૅસ તથા ઉત્તમ ખાતર મેળવવાની દિશામાં પ્રયત્નો વધારવા જોઈએ.

ઍસિડવર્ષા : આપણે સૌ જાણીએ છીએ તે પ્રમાણે વરસાદી પાણીની pH 5.6ની આસપાસ હોય છે, કારણ કે પાણી વાતાવરણના CO_2 સાથે પ્રક્રિયા કરી કાર્બોનિક ઍસિડ (H_2CO_3) બનાવે છે.

$$H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

જ્યારે વરસાદના પાણીનો pH 5.6 કરતાં ઓછો હોય તો તેવા વરસાદને ઍસિડવર્ષા કહે છે. વીજમથકોમાં પેટ્રોલિયમ અને કોલસા જેવા અશ્મિગત બળતણના દહનથી અને વાહનોમાં પેટ્રોલ અને ડીઝલના દહનથી ઉત્પન્ન થતા SO_2 અને NO_2 હવામાંના ભેજ સાથે સંયોજાઈ સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ અને નાઇટ્રિક ઍસિડમાં રૂપાંતર પામે છે. આવાં ઍસિડમય વાદળાં પવનના પ્રવાહ સાથે ઢસડાઈ જાય છે અને જ્યાં સાનુકૂળ પરિસ્થિતિ હોય, ત્યાં વરસાદ તરીકે વરસે છે.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_2SO_{4(aq)}$$

$$4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4HNO_{3(aq)}$$

ઍસિડવર્ષા નદી, તળાવ જેવાં જળાશયોમાં પડવાથી તેમાંની માછલીઓ, સૂક્ષ્મ જીવો, જલજ વનસ્પતિઓ જેવી જળસૃષ્ટિ પર માઠી અસર પડે છે. ઍસિડવર્ષા કૃષિક્ષેત્રે નુકસાનકારક સાબિત થાય છે. કારણ કે આ વરસાદના પાણીથી છોડના વિકાસ માટે જરૂરી પોષકતત્ત્વોનું ધોવાણ વધુ સરળતાથી થાય છે. ઍસિડવર્ષાનું વધુ પ્રમાણ જમીનની ફળદ્રુપતા પણ ઘટાડે છે. પથ્થર અથવા ધાતુની બનેલી ઇમારતો પર ઍસિડવર્ષાની વિપરીત અસર થાય છે. આપણા દેશની ઐતિહાસિક ઇમારત તાજમહેલ પણ ઍસિડવર્ષાથી અસર પામેલ છે. તેના માટે આસપાસની રિફાઇનરીઓમાંથી નીકળતા હાનિકારક વાયુઓ જવાબદાર છે. SO_x અને NO_x ઉત્સર્જિત કરતાં ઔદ્યોગિક એકમો માટે સ્વચ્છ હવા ધારો લાગુ પાડવાથી ઍસિડવર્ષાની અસરોથી બચી શકાશે.

7.3.1.2 રજકણ-પ્રદૂષકો (Particulate Pollutants) : રજકણ-પ્રદૂષકો હવામાં સૂક્ષ્મ ઘન કણ અથવા પ્રવાહીના સૂક્ષ્મબિંદુ સ્વરૂપના હોય છે. વાહનોમાંથી ઉત્સર્જિત થતા પદાર્થો, આગમાંથી નીકળતો ધુમાડો, ધૂળ, વિદ્યુત ઉત્પન્ન કરતાં એકમો અને ઉદ્યોગોમાંથી નીકળતી રાખ આ પ્રકારના પ્રદૂષકો છે. રજકણ-પ્રદૂષકોને જીવસહિત અને જીવરહિત એમ બે પ્રકારોમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે.

જીવાણુ (bacteria), ફૂગ (fungi) અને શેવાળ કે લીલ (algae) વગેરે સૂક્ષ્મ જીવો જે વાતાવરણમાં ફેલાયેલા હોય છે, તે જીવસહિતના રજકણ-પ્રદૂષકો છે. જીવરહિત પ્રદૂષકોનું તેમની લાક્ષણિકતા અને કદના આધારે વર્ગીકરણ કરવામાં આવે છે.

(1) ધુમાડો (Smoke) : જે કાર્બનિક પદાર્થોના દહન દરમિયાન ઉત્પન્ન થતાં ઘન અથવા ઘન અને પ્રવાહી કણોનું મિશ્રણ છે. દા.ત. બીડી, સિગારેટનો ધુમાડો, અશ્મિગત બળતણ, સૂકાં પાંદડાં અને કચરો બાળવાથી ઉત્પન્ન થતો ધુમાડો.

(2) ધૂળ (Dust) : જે બારીક ઘનકણ છે (વ્યાસ 1μ (માઇક્રોન)થી વધુ, 1μ = 1 માઇક્રો મીટર = 10^{-6} મીટર). ઘન પદાર્થોને વાટતાં કે દળતાં આવા કણ પેદા થાય છે. પવનના જોરદાર સપાટાથી ઊડતી રેતી, લાકડાને વહેરવાથી ઉત્પન્ન થતો લાકડાનો વહેર, ઔદ્યોગિક કારખાનાંઓમાંથી ઊડતી ઝીણી રાખ વગેરે આ પ્રકારના પ્રદૂષકોનાં ઉદાહરણ છે.

(3) ધુમ્મસ (Mist) : હવામાંની વરાળની ઠારણપ્રક્રિયાથી ઉત્પન્ન થતાં પ્રવાહીના કુદરતી છંટકાવને ધુમ્મસ કહે છે. દા.ત., સલ્ફ્યુરિક ઍસિડ ધુમ્મસ. ઉપરાંત નીંદણનાશક અને જંતુનાશક હવામાં ફેલાઈને ધુમ્મસ બનાવે છે.

(4) ધૂમ (Fumes) : જે કાર્બનિક દ્રાવકો, ધાતુઓ અને ધાતુઓના ઑક્સાઇડના નિસ્યંદન અને ઉત્કલન અને કેટલીક અન્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓથી ઉત્પન્ન થતી બાષ્પના ઠારણથી બને છે.

ધુમાડો, ધૂળ, ધુમ્મસ અને ધૂમ હવા દ્વારા ફેલાઈને મનુષ્યની તંદુરસ્તી માટે મોટું જોખમ ઊભું કરે છે. રજકણ-પ્રદૂષકોની અસર તેના કણના કદ પર આધારિત હોય છે. 1 માઇક્રોન (10^{-6} મીટર) જેટલા કદના રજકણો ફેફસાં સુધી સરળતાથી જઈ ફેફસાં સંબંધી રોગો ઉત્પન્ન કરે છે. 5 માઇક્રોનથી વધુ કદના રજકણો નાકના માર્ગમાં ગોઠવાઈ મનુષ્યના આરોગ્યને નુકસાન પહોંચાડે છે.

ધૂમ્રધુમ્મસ (Smog) : ધૂમ્રધુમ્મસ એ ધુમાડો (Smoke) અને હવામાંનો ભેજ (Fog) શબ્દોના જોડાણથી બનેલો શબ્દ છે. જે શહેરોમાં મોટા ભાગે જોવા મળતો સામાન્ય હવા પ્રદૂષક છે. ધૂમ્રધુમ્મસને બે ભાગમાં વહેંચી શકાય છે.

(1) પારંપારિક ધૂમ્રધુમ્મસ : પારંપારિક ધૂમ્રધુમ્મસ ઠંડા ભેજવાળા વાતાવરણમાં ઉત્પન્ન થાય છે. તે ધુમાડા, હવામાંના ભેજ અને સલ્ફર ડાયોક્સાઇડ વાયુનું મિશ્રણ છે. તે રાસાયણિક રીતે રિડક્શનકર્તા મિશ્રણ હોવાથી તેને **રિડક્શનકર્તા ધૂમ્રધુમ્મસ (reducing smog) કહે છે.** ઓગણીસમી સદીમાં વધુ ઔદ્યોગિક એકમો ધરાવતાં શહેરો જેવાં કે લંડન અને ઇંગ્લૅન્ડનાં બીજાં શહેરોમાં પારંપારિક ધૂમ્રધુમ્મસ જોવા મળ્યું હતું. આ શહેરોનાં ઘર અને ઔદ્યોગિક એકમોમાં ઊર્જાના સ્રોત તરીકે વધુ સલ્ફર ધરાવતા કોલસાનો ઉપયોગ થયો હતો. તે સમયમાં પ્રદૂષણ નિયંત્રણની વિશેષ જાગૃતિ ન હોવાથી ઉત્પન્ન થતો ધુમાડો જમીન સ્તરે જ છોડવામાં આવતો હતો. તેથી હવામાનની પરિસ્થિતિને આધારે આ પ્રકારનું ધૂમ્રધુમ્મસ આ શહેરોમાં વારંવાર જોવા મળ્યું હતું, જે લાંબો સમય રહેતું હતું. 1952માં લંડનમાં આ પ્રકારનું ગંભીર ધૂમ્રધુમ્મસ ઘણાં સપ્તાહ સુધી રહ્યું હતું, જે ત્યાંના લોકોના શ્વાસમાં જવાથી 4000 કરતાં વધુ વ્યક્તિઓ મૃત્યુ પામ્યા હતા. આમ, આ પારંપારિક ધૂમ્રધુમ્મસ લંડનની દુર્ઘટના માટે જવાબદાર હોવાથી તે **'લંડન ધૂમ્રધુમ્મસ (London Smog)'** તરીકે પ્રચલિત બન્યું છે.

(2) પ્રકાશરાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસ : પ્રકાશરાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસ ગરમ, શુષ્ક અને સૂર્યપ્રકાશવાળા હવામાનમાં ઉત્પન્ન થાય છે. તે વાહનો અને ઔદ્યોગિક એકમોમાંથી ઉત્પન્ન થતાં નાઇટ્રોજન ઑક્સાઇડ અને હાઇડ્રોકાર્બન પર સૂર્યપ્રકાશ પડવાથી ઉત્પન્ન થાય છે. પ્રકાશરાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસ ઑક્સિડેશનકર્તાની ઊંચી સાંદ્રતા ધરાવતું હોવાથી તેને **ઑક્સિડેશનકર્તા ધૂમ્રધુમ્મસ (oxidising smog) કહે છે.** આ પ્રકારનું ધૂમ્રધુમ્મસ અમેરિકામાં વધુ વાહનો ધરાવતા લૉસ એન્જેલીસ (Los Angeles) શહેરમાં વારંવાર જોવા મળતું હોવાથી, તે **લૉસ એન્જેલીસ ધૂમ્રધુમ્મસ** તરીકે જાણીતું બન્યું છે.

જ્યારે અશ્મિગત બળતણનું દહન થાય છે ત્યારે જુદા-જુદા પ્રકારના પ્રદૂષકો પૃથ્વીના ક્ષોભ આવરણમાં ઉત્સર્જિત થાય છે. આ પૈકીના નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ (NO) અને હાઇડ્રોકાર્બનનું પૂરતું ઊંચું પ્રમાણ જ્યારે જમા થાય છે, ત્યારે સૂર્યપ્રકાશની હાજરીમાં તેમની વચ્ચે શૃંખલા-પ્રક્રિયા થઈ NO_2 બને છે. આ NO_2 સૂર્યપ્રકાશમાંથી મળતી ઊર્જા શોષી નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ (NO) અને નવજાત ઑક્સિજન પરમાણુમાં ફેરવાય છે.

$$NO_{2(g)} \xrightarrow{h\nu} NO_{(g)} + O_{(g)} \quad (7.1)$$

નવજાત ઑક્સિજન પરમાણુ વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક હોવાથી હવામાં રહેલા ઑક્સિજન વાયુ સાથે સંયોજાઈ ઓઝોન બનાવે છે.

$$O_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons O_{3(g)} \quad (7.2)$$

પ્રક્રિયા (7.2) દ્વારા બનેલ $O_{3(g)}$ પ્રક્રિયા (7.1) દ્વારા બનેલ $NO_{(g)}$ સાથે ખૂબ જ ઝડપી પ્રક્રિયા કરી ફરીથી $NO_{2(g)}$ બનાવે છે, જે વાતાવરણને ધૂંધળું બનાવે છે.

$$NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)} \quad (7.3)$$

NO_2 અને O_3 પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તા છે. તે પ્રદુષિત હવામાં દહન ન પામેલા હાઇડ્રોકાર્બન સાથે પ્રક્રિયા કરી ફોર્માલ્ડિહાઇડ, એક્રોલિન અને પરઑક્સિએસિટાઇલ-નાઇટ્રેટ બનાવે છે.

પ્રકાશરાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસની આરોગ્ય પર ગંભીર અસર થાય છે. ઓઝોન અને પરઑક્સિએસિટાઇલનાઇટ્રેટ આંખોમાં તીવ્ર બળતરા પેદા કરે છે. ઓઝોન અને નાઇટ્રિક ઑક્સાઇડ નાક અને ગળામાં બળતરા પેદા કરે છે. તેમની ઊંચી સાંદ્રતાથી માથું દુઃખવું, છાતીમાં દુઃખાવો થવો, ગળું શુષ્ક થવું, કફ થવો અને શ્વાસ લેવામાં તકલીફ પડવી વગેરે આરોગ્ય સંબંધિત તકલીફો ઊભી થાય છે. પ્રકાશ રાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસ વનસ્પતિસૃષ્ટિને નુકસાન પહોંચાડે છે. તેનાથી ધાતુઓ, પથ્થરો, બાંધકામ માટેની સામગ્રી, રબર અને રંગેલી સપાટીનું અપક્ષરણ પણ થાય છે. પ્રકાશ-રાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસની ઉત્પત્તિ પર નિયંત્રણ કરવા માટે NO_2, હાઇડ્રોકાર્બન, ઓઝોન અને પરઑક્સિએસિટાઇલ-નાઇટ્રેટની ઉત્પત્તિને નિયંત્રિત કરવી પડે. વાહનોમાં ઉદ્દીપકીય રૂપાંતરકોના ઉપયોગ દ્વારા NO_2 અને હાઇડ્રોકાર્બન તત્ત્વોને વાતાવરણમાં ભળતાં ઘટાડી શકાયાં છે.

7.3.2 સમતાપ આવરણીય પ્રદૂષણ (Stratospheric Pollution) : સમતાપ આવરણના ઉપરના ભાગમાં ઓઝોન વાયુનું સ્તર આવેલું હોય છે, તેને આપણે 'ઓઝોન સ્તર' તરીકે ઓળખીએ છીએ. સમતાપ આવરણમાં પારજાંબલી કિરણો જ્યારે ડાયઑક્સિજન (O_2) અણુ પર પડે છે, ત્યારે તેમાંથી બે નવજાત ઑક્સિજન પરમાણુઓ બને છે. આ ઑક્સિજન પરમાણુ, ડાયઑક્સિજન અણુ સાથે સંયોજાઇ ઓઝોન બનાવે છે.

$$O_{2(g)} \xrightarrow{uv} O_{(g)} + O_{(g)}$$

$$O_{(g)} + O_{2(g)} \xrightleftharpoons{uv} O_{3(g)}$$

ઓઝોનસ્તર સમગ્ર જીવસૃષ્ટિને સૂર્યપ્રકાશમાંથી આવતાં પારજાંબલી કિરણોની (uv) હાનિકારક અસર સામે રક્ષણ આપે છે. પરંતુ કેટલીક માનવીય પ્રવૃત્તિઓ દ્વારા ઉત્પન્ન થતા પ્રદૂષકો આ ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન કરે છે. આમ, અહીં ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન થવાનાં કારણો, તેની અસરો અને ક્ષયન અટકાવવાનાં ઉપાયોની ચર્ચા અગત્યની બની જાય છે.

- **ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન :** સપ્ટેમ્બર 1980માં વૈજ્ઞાનિકોએ જણાવ્યું હતું કે એન્ટાર્ક્ટિકા ઝોન પર ઓઝોન-સ્તરમાં મોટું ગાબડું પડેલું જોવા મળ્યું છે. આ ઓઝોન-સ્તરમાં લગભગ 30% જેટલો ઘટાડો નોંધાયો હતો. સામાન્ય રીતે **ઓઝોન વાયુ સ્તરને પાતળું બનાવતા કે નુકસાન કરતા પદાર્થોને ટૂંકમાં ODS (Ozone Depletion Substances) તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.** વૈજ્ઞાનિકોએ નોંધ્યું છે કે CFCનો એક અણુ, સમતાપ આવરણમાં રહેલા ઓઝોન વાયુના એક લાખ અણુઓનું ક્ષયન કરવાની ક્ષમતા ધરાવે છે. ક્લોરો કે બ્રોમોફ્લોરો કાર્બનનાં 95 વ્યુત્પન્નો જાણીતાં છે કે જે ODS તરીકે પ્રચલિત છે. આ ODSનો ઉપયોગ રેફ્રિજરેટર, ઍરકન્ડિશનર, વૉટરકુલર, અગ્નિશામક ઉપકરણોમાં વધુ થાય છે. ભારત સહિતના 93 દેશોએ 16મી સપ્ટેમ્બર, 1987ના રોજ 'મોન્ટ્રિયલકરાર'માં સહી કરીને આવા ODSનો ઉપયોગ ન કરવાનું સ્વીકાર્યું છે. ત્યાર બાદ બીજા ઘણા દેશોએ પણ આ બાબતને સ્વીકારી છે. આ જાગૃતિ સમગ્ર વિશ્વમાં કેળવાય તે હેતુથી **રાષ્ટ્રસમૂહના દેશોએ દર વર્ષે 16મી સપ્ટેમ્બરના દિવસને આંતરરાષ્ટ્રીય સ્તરે 'ઓઝોનસ્તર જાળવણી દિન' તરીકે ઊજવવાનું નક્કી કર્યું છે.**

ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન થવાનાં કારણો :

(1) CFC વાતાવરણમાં ભળી, વાતાવરણના વાયુ સાથે મિશ્ર થઈ સમતાપ આવરણમાં પહોંચે છે. ત્યાં રહેલ પ્રબળ પારજાંબલી કિરણો CFC અણુને તોડી ક્લોરિન મુક્તમૂલક ($\dot{C}l_{(g)}$) ઉત્પન્ન કરે છે.

$$CF_2Cl_{2(g)} \xrightarrow{uv} \dot{C}l_{(g)} + \dot{C}F_2Cl_{(g)}$$

આ ક્લોરિન મુક્તમૂલક સમતાપ આવરણમાં રહેલ ઓઝોન સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્લોરિન મોનોક્સાઇડ મુક્તમૂલક અને ઑક્સિજન અણુ બનાવે છે.

$$\dot{C}l_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow Cl\dot{O}_{(g)} + O_{2(g)}$$

આ ક્લોરિન મોનોક્સાઇડ મુક્તમૂલક ઑક્સિજન પરમાણુ સાથે પ્રક્રિયા કરી ક્લોરિન મુક્તમૂલક બનાવે છે.

$Cl\dot{O}_{(g)} + O_{(g)} \rightarrow \dot{Cl}_{(g)} + O_{2(g)}$

આમ, ક્લોરિન મુક્તમૂલક સતત બનતો જ રહે છે જે ઓઝોન વાયુ સ્તરનું ક્ષયન કરે છે. તેથી ક્લોરોફ્લોરોકાર્બનને ઓઝોનસ્તરના ક્ષયન માટે જવાબદાર પદાર્થ ગણવામાં આવે છે.

(2) NO_Xની O_3 સાથેની પ્રક્રિયાથી ઓઝોનની સાંદ્રતામાં લગભગ 40% સુધીનો ઘટાડો થાય છે. સુપરસૉનિક જેટ વિમાનોના ધુમાડા દ્વારા NO_X વાતાવરણમાં પ્રવેશે છે. અણુ-અખતરાઓના પરિણામે પણ NO_Xનું પ્રમાણ ઓઝોનની સાંદ્રતામાં ઘટાડો કરે છે.

$NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

$NO_{2(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{3(g)} + O_{2(g)}$

ઓઝોનસ્તરના ક્ષયનની અસરો : ઓઝોનસ્તરના ક્ષયનને કારણે સૂર્યમાંથી આવતાં પારજાંબલી કિરણો સીધાં પૃથ્વી પર પ્રવેશે છે. આ પારજાંબલી કિરણોને કારણે મનુષ્યમાં ચામડીનું કેન્સર, કોષોમાં નુકસાનકારક જનીનિક પરિવર્તન, જમીનના ભેજના પ્રમાણમાં ઘટાડો અને માછલીના ઉત્પાદનમાં ઘટાડો થાય છે.

ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન અટકાવવાના ઉપાયો : વાતાવરણમાં આલ્કેન શ્રેણીનાં રસાયણોનો છંટકાવ કરવાથી, CFCના ઉત્પાદનમાં 50% ઘટાડો કરવાથી, વધુ પ્રમાણમાં ધ્રુવીય સમતાપી વાદળોની રચના કરવાથી અને ODSનો ઉપયોગ ટાળવાથી ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન અટકાવી શકાય છે.

7.4 પાણીનું પ્રદૂષણ (Water-Pollution)

'જળ એ જ જીવન', 'પાણીને બચાવશો તો પાણી તમને બચાવશે' જેવાં સુવાક્યો તમે વાંચ્યાં હશે, જે આપણને પાણીનું મહત્ત્વ સમજાવે છે. ઉપર્યુક્ત સુવાક્યો પાણીના જથ્થા સાથે સંબંધિત હોય તેમ લાગે છે. માત્ર જથ્થો જ અગત્યનો નથી, તેની ગુણવત્તા પણ એટલી જ અગત્યની છે. પૃથ્વીને ચાર ભાગમાં વહેંચીએ તો ત્રણ ભાગમાં પાણી છે. કુલ જથ્થો પ્રમાણમાં વિશેષ છે. પણ તે બધો જ જથ્થો આપણા માટે ઉપયોગી નથી કારણ કે તેની ગુણવત્તા સારી નથી. પૃથ્વી પર ઉપલબ્ધ પાણીના જથ્થાના 97% પાણી દરિયામાં છે. આપણે સૌ જાણીએ છીએ કે દરિયાનું પાણી ખારું હોવાથી તે પીવામાં, ખેતીમાં કે રોજિંદા જીવનમાં ઉપયોગી બનતું નથી. બાકી રહેલા 3% પૈકી 2% પાણી પૃથ્વીના ધ્રુવપ્રદેશોમાં બરફ સ્વરૂપે છે. આમ માત્ર 1% પાણીનો જથ્થો માનવજાત માટે ઉપયોગમાં લેવા માટે રહે છે. તે ભૂપૃષ્ઠીજલ (Surface Water)- નદી, તળાવ, ઝરણાં, બંધમાં સંગ્રહાયેલ પાણી અને ભૌમજલ (Ground Water) કૂવામાંના પાણીસ્વરૂપ ઉપલબ્ધ છે. માનવીય પ્રવૃત્તિઓની નકારાત્મક અસરથી ભૂપૃષ્ઠીજલ અને ભૌમજલ પ્રદૂષિત થાય છે. ભૂપૃષ્ઠીજલ જે, પ્રદૂષકોથી પ્રદૂષિત થાય છે તે જ પ્રદૂષકો સાર્વત્રિક દ્રાવક એવા પાણીમાં સરળતાથી દ્રાવ્ય થઈ જમીનમાં ઊતરે છે જે ભૌમજલને પણ પ્રદૂષિત કરે છે. આ પ્રદૂષકો કોષ્ટક 7.1માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 7.1 જલપ્રદૂષકો

ક્રમ	પ્રદૂષક	સ્રોત
(1)	સૂક્ષ્મ જીવાણુઓ	સુએજના (Sewage) પાણીમાંથી, ઘરેલું ગંદાં પાણીમાંથી, ઉકરડામાંથી
(2)	નકામાં કાર્બનિક રસાયણો	સુએજથી, પ્રાણીઓનાં મળમૂત્રથી, પ્રાણીઓ અને વનસ્પતિના અવશેષના કોહવાટથી, ખાદ્યપદાર્થોનું ઉત્પાદન કરતા એકમો દ્વારા ઉત્પન્ન થતા કચરાથી, પ્રક્ષાલકોથી
(3)	વનસ્પતિનાં પોષકતત્ત્વો	રાસાયણિક ખાતરોમાંથી
(4)	ભારે ધાતુઓ	ભારે ધાતુઓના ઉત્પાદનના રાસાયણિક ઉદ્યોગોમાંથી
(5)	ભારે કચરો (Sediments)	કૃષિઉદ્યોગ અને ખનિજ ઉદ્યોગથી જમીનનું ધોવાણ થવાથી
(6)	કીટનાશકો	જંતુઓ, ફૂગ તેમજ નીંદામણનો નાશ કરવા વપરાતાં રસાયણોથી
(7)	કિરણોત્સર્ગી પદાર્થો	યુરેનિયમ ધરાવતા ખનિજના ઉત્પાદનમાંથી
(8)	ઉષ્મીય	ઉદ્યોગોમાં શીતક તરીકે વપરાતા પાણીમાંથી

કોષ્ટક 7.1માં દર્શાવેલ પ્રદૂષકો દ્વારા પાણીમાં દ્રાવ્ય, અદ્રાવ્ય, જૈવિક, ભૌતિક અને રાસાયણિક અશુદ્ધિઓ ભળે છે. તે પાણીને પ્રદૂષિત કરે છે. આ ચર્ચાથી આપણને પ્રશ્ન થાય કે કેવું પાણી પીવાલાયક ગણી શકાય ? પાણીમાં કયાં તત્ત્વો કે પદાર્થોનું પ્રમાણ કેટલું હોય તો તે પીવાલાયક ગણી શકાય ? આ પ્રશ્નોના ઉકેલ માટે દેશ અને વિશ્વકક્ષાએ સમયાંતરે પ્રયત્નો થતાં રહ્યા છે. વિશ્વકક્ષાએ વિશ્વ આરોગ્યસંસ્થા (WHO : World Health Organization) અને ભારતમાં (BIS : Bureau of Indian Standards) અને (ICMR : Indian Council of Medical Research) જેવી સંસ્થાઓએ પીવાના પાણીની ગુણવત્તાના ધોરણો પ્રસ્થાપિત કરી આપેલાં છે. તેના આધારે પાણી પીવાલાયક છે કે નહીં તે આપણે નક્કી કરી શકીએ છીએ. 1991માં BIS દ્વારા પીવાના પાણીની ગુણવત્તા નક્કી કરતાં જે ધોરણો પ્રસ્થાપિત કરવામાં આવ્યાં છે, તે કોષ્ટક 7.2માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 7.2 BIS દ્વારા નક્કી થયેલ પીવાના પાણીની ગુણવત્તાનાં ધોરણો

લાક્ષણિકતા	ઇચ્છવાયોગ્ય માત્રા (Desirable Limit)
ભૌતિકરાસાયણિક લાક્ષણિકતા	
pH	6.5 થી 8.5
કુલ દ્રાવ્ય પદાર્થો (TDS)	500 ppm
કુલ કઠિનતા ($CaCO_3$ સ્વરૂપે)	300 ppm
નાઇટ્રેટ	45 ppm
ક્લોરાઇડ	250 ppm
સલ્ફેટ	200 ppm
ફ્લોરાઇડ	1 ppm
જૈવિક લાક્ષણિકતા	
ઇસ્ટેરેશિયા કોલાઇ જીવાણુ (E.Coli)	બિલકુલ ન હોવા જોઈએ
કોલિફોર્મ જીવાણુ	10થી વધુ નહિ (100 મિલિ પાણીમાં)

1 ppm = 1 મિગ્રા લિટર$^{-1}$

પાણીની ભૌતિક-રાસાયણિક અને જૈવિક લાક્ષણિકતાના માપન માટે પ્રમાણિત વિશ્લેષણ પદ્ધતિઓ ઉપલબ્ધ છે. આ લાક્ષણિકતાના માપન માટે આપણે પ્રયોગશાળાનો સહારો લેવો પડે છે. જો પાણીમાં ભૌતિક-રાસાયણિક કે જૈવિક લાક્ષણિકતાની માત્રા, ઇચ્છવાયોગ્ય માત્રા (Desirable Limit) કરતાં વધુ હોય, તો તે આપણા આરોગ્યને નુકસાન પહોંચાડે છે, તેથી આવું પાણી પીવાલાયક ગણી શકાય નહિ.

pH : જો પાણીનો pH 8.5 કરતાં વધુ હોય તો તે પીવાના પાણીને જીવાણુમુક્ત બનાવવા માટે કરેલ ક્લોરિનેશનની અસર ઘટાડે છે. જો પાણીનો pH 6.5 કરતાં ઓછો હોય, તો પાણીના વહન માટેની નળીનું ક્ષારણ થાય છે. પરિણામે છૂટી પડતી નુકસાનકારક ધાતુઓ Zn, Pb, Cd અને Cu પીવાના પાણીમાં ભળે છે.

કુલ દ્રાવ્ય પદાર્થો (Total Dissolved Solids - TDS) : પાણીમાં મોટા ભાગના ક્ષારો દ્રાવ્ય હોય છે. જેમાં કેલ્શિયમ, મેગ્નેશિયમ, સોડિયમ, પોટેશિયમ, આયર્ન જેવાં ધન આયનો અને કાર્બોનેટ, બાયકાર્બોનેટ, ક્લોરાઇડ, સલ્ફેટ, ફોસ્ફેટ, નાઇટ્રેટ જેવા ઋણ આયનો રહેલાં હોય છે. પીવાના પાણીમાં કુલ દ્રાવ્ય પદાર્થોનું પ્રમાણ 500 ppm કરતાં વધુ હોય તો પેટ, હોજરી અને આંતરડાંમાં બળતરા થવાની શક્યતા રહે છે.

કુલ કઠિનતા : જો પીવાના પાણીની કઠિનતા 300 ppmથી વધુ હોય તો તેવા પાણીનો સ્વાદ બદલાય છે. આવું પાણી નિયમિતપણે પીવાથી હૃદયરોગ થવાની શક્યતા વધે છે. તેવા પુરાવાઓ પણ નોંધાયા છે.

નાઇટ્રેટ : જો પીવાના પાણીમાં નાઇટ્રેટનું પ્રમાણ 45 ppm કરતાં વધુ હોય, તો મિથિનીમોગ્લોબીનેમિયા (બ્લુબેબી) જેવા રોગ બાળકોમાં થવાની સંભાવના વધે છે.

ક્લોરાઇડ : પાણીમાં ક્લોરાઇડનું પ્રમાણ 250 ppm કરતાં વધુ હોય, તો તે પાણીની વહન માટેની નળીઓનું ક્ષારણ કરી પીવાના પાણીમાં નુકસાનકારક ધાતુઓનું પ્રમાણ વધારે છે.

સલ્ફેટ : જો પીવાના પાણીમાં સલ્ફેટનું પ્રમાણ 200 ppm કરતાં વધુ હોય, તો તેવા પાણીથી ઝાડા થવા અને જઠરમાં બળતરા થવી વગેરે અસરો જોવા મળે છે.

ફ્લોરાઇડ : ફ્લોરાઇડ દાંત અને હાડકાંની મજબૂતાઈ માટે જરૂરી છે, તેથી જ ફ્લોરાઇડયુક્ત ટૂથપેસ્ટનો ઉપયોગ વધ્યો છે. પણ ફ્લોરાઇડનું વિશેષ પ્રમાણ આપણા આરોગ્યને નુકસાન પહોંચાડે છે. જો પીવાના પાણીમાં ફ્લોરાઇડનું પ્રમાણ 1 ppm કરતાં વધુ હોય તો માનવશરીરમાં દાંત અને હાડકાંને લગતાં રોગ પેદા કરે છે. જો ફ્લોરાઇડનું પ્રમાણ 2 ppm કરતાં વધુ હોય તો તેનાથી દાંત પર કથ્થાઈ રંગના ડાઘા પડે છે. જો ફ્લોરાઇડનું પ્રમાણ 10 ppm કરતાં વધુ હોય તો ફ્લુરોસિસ નામનો રોગ થાય છે, જેમાં વ્યક્તિનાં દાંત અને હાડકાં નબળાં બને છે.

ઈસ્ટેરેશિયાકોલાઈ જીવાણુ અને કોલિફોર્મ જીવાણુ : પીવાના પાણીમાં ઈસ્ટેરેશિયા કોલાઇ જીવાણુ બિલકુલ ન હોવા જોઈએ. 100 મિલિ પાણીમાં કોલિફોર્મ જીવાણુની સંખ્યા 10 કરતાં વધુ હોય તો તેવું પાણી પીવાથી જઠર અને આંતરડાંમાં સોજો આવવાના અને મૂત્રમાર્ગના રોગો થાય છે.

પીવાના પાણીનું શુદ્ધીકરણ : પીવાના પાણીને શુદ્ધ કરવા માટે પ્રથમ તેનું વિશ્લેષણ જરૂરી બને છે. તેના આધારે શુદ્ધીકરણ પદ્ધતિ નક્કી કરાય છે. પીવાના પાણીના શુદ્ધીકરણ માટેની ત્રણ પદ્ધતિઓ પ્રચલિત છે.

(1) રાસાયણિક પદ્ધતિ : પાણીને પીવાલાયક બનાવવા માટે તેમાં રહેલ ચોક્કસ પ્રકારની અશુદ્ધિ કે ઘટકને દૂર કરવા માટે પાણીમાં ચોક્કસ પ્રકારનાં રસાયણ ઉમેરવામાં આવે છે. તેનાથી મળતા અવક્ષેપને દૂર કરવાથી જે-તે અશુદ્ધિ દૂર કરી શકાય છે. દા.ત., પાણીમાંથી ફ્લોરાઇડને દૂર કરવા માટે ચૂનો કે કૅલ્શિયમ ક્લોરાઇડ ઉમેરવામાં આવે છે. તેથી પાણીમાં અલ્પદ્રાવ્ય કૅલ્શિયમ ફ્લોરાઇડ અવક્ષેપિત થાય છે. આ અવક્ષેપને દૂર કરવાથી પાણીમાંથી ફ્લોરાઇડને સરળતાથી દૂર કરી શકાય છે.

(2) ભૌતિક પદ્ધતિ : પાણીની ડહોળાશ અને તેમાંના દ્રાવ્ય ક્ષારોને દૂર કરવા અથવા ઓછા કરવા માટે ગાળણ, પ્રતિ-પરાસરણ અથવા પ્રતિ-અભિસરણ (reverse osmosis) અને આયન વિનિમય પદ્ધતિ જેવી ભૌતિક પદ્ધતિઓ વપરાય છે. ગાળણ પ્રક્રિયામાં જરૂરિયાત અનુસાર જુદા-જુદા કદનાં છિદ્રોવાળાં ગાળણપત્રોનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. 0.0001μ કદના છિદ્રોવાળાં ગાળણપત્ર પણ પ્રાપ્ય છે. પ્રતિ-પરાસરણમાં અર્ધપારગમ્ય પડદા (Semi-permeable membrane)માંથી પાણીને પસાર કરતાં તે ફક્ત પાણીને જ પસાર થવા દે છે, જ્યારે અન્ય દ્રાવ્ય પદાર્થોને રોકી રાખે છે. પ્રતિ-પરાસરણ પદ્ધતિથી જૈવિક અશુદ્ધિ પણ દૂર થઈ શકે છે, કારણ કે તેમાં વપરાતા અર્ધપારગમ્ય પડદાના છિદ્રનું કદ 0.0001μ જેટલું શક્ય બન્યું હોવાથી તેનાથી મોટા કદવાળા બૅક્ટેરિયા (ઓછામાં ઓછું કદ 0.2-0.5μ) અને વાઇરસ (ઓછામાં ઓછું કદ 0.015μ) સરળતાથી દૂર કરી શકાય છે. આયન વિનિમય પદ્ધતિમાં આયન વિનિમય રેઝિનનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. ધન આયનોને દૂર કરવા અને ઋણ આયનોને દૂર કરવા ઉપયોગમાં લેવાતાં આયન વિનિમય રેઝિનને અનુક્રમે ધન આયન વિનિમય રેઝિન અને ઋણ આયન વિનિમય રેઝિન કહે છે. કઠિન પાણીમાં રહેલા કૅલ્શિયમ, મૅગ્નેશિયમ જેવાં ધન આયનો અને ક્લોરાઇડ, સલ્ફેટ જેવાં ઋણ આયનો આ રેઝિનના વારાફરતી ઉપયોગ કરવાથી સરળતાથી દૂર કરી શકાય છે.

(3) જૈવિક પદ્ધતિ : પીવાના પાણીને જીવાણુમુક્ત કરવા પાણીને ઉકાળવાની પદ્ધતિથી આપણે સૌ પરિચિત છીએ. આ પદ્ધતિ સૌથી સરળ, સુરક્ષિત (Safe) અને વિશ્વસનીય છે, તેથી જ બાળરોગના દાક્તર 1 વર્ષથી ઓછી ઉંમરનાં શિશુઓને ઉકાળેલું પાણી જ પિવડાવવાની ભલામણ કરે છે. આ ઉપરાંત ક્લોરિનેશનની (ક્લોરિન વાયુ પસાર કરીને કે બ્લીચિંગ પાઉડરનો ઉપયોગ કરી), ઓઝોન વાયુ પસાર કરવાથી કે પારજાંબલી કિરણોના ઉપયોગ દ્વારા પણ પાણીને જીવાણુમુક્ત કરી શકાય છે. શહેર કે ગામમાં પાણી પુરવઠા એકમ દ્વારા જે પાણી પહોંચાડાય છે, તે પાણીને ક્લોરિનેશનથી જીવાણુમુક્ત કરેલું હોય છે. વ્યક્તિ ઇચ્છે તો પોતાના ઘર, શાળા કે કૉલેજ કે જાહેર સંસ્થામાં પણ પીવાના પાણીમાં ક્લોરિનેશન કરી શકે છે. આ માટે બજારમાં ઉપલબ્ધ ક્લોરિનની ટીકડીઓ અથવા 33% થી 35% સાંદ્રતાવાળા બ્લીચિંગ પાઉડરનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. આશરે 20 લિટર પાણીમાં ક્લોરિનની એક ટીકડી નાખવી જોઇએ. બ્લીચિંગ પાઉડરનો ઉપયોગ કરવો હોય તો 1000 લિટર પાણીમાં 5 ગ્રામ જથ્થો ઉમેરવો જરૂરી છે. ઓઝોન વાયુ ઝડપી અને વધુ અસરકારક રીતે પાણીને જીવાણુમુક્ત કરે છે. પારજાંબલી કિરણોને પાણીમાંથી પસાર કરવાથી પાણી જીવાણુમુક્ત બને છે. આ બંને પદ્ધતિઓ પીવા માટેના પાણીનું શુદ્ધીકરણ કરતાં ઔદ્યોગિક એકમોમાં વધુ વપરાય છે. હાલમાં મળતાં પીવાનાં પાણીનાં પાઉચ અથવા બૉટલમાંના પાણીને આ પદ્ધતિઓથી જીવાણુમુક્ત કરેલું હોય છે. પ્રવર્તમાન સમયમાં પીવાના પાણી અંગેની લોકજાગૃતિને કારણે ઘર, શાળા કે કૉલેજ, જાહેર સ્થળોએ પાણી શુદ્ધીકરણ યંત્ર (Water Purification Device)નો વિશેષ ઉપયોગ થતો જોવા મળે છે.

7.5 જમીનનું પ્રદૂષણ (Soil Pollution)

જમીન કાર્બનિક અને અકાર્બનિક પદાર્થોનું પાતળું સ્તર છે. તે પૃથ્વીની ખડકીય સપાટીને ઢાંકે છે. વનસ્પતિ અને પ્રાણીઓના નકામા પદાર્થોના કોહવાટથી જમીનનો કાર્બનિક ભાગ બને છે જે જમીનનું ઉપલું સ્તર બનાવે છે. અકાર્બનિક ભાગ હજારો વર્ષો સુધીના ભૌતિક અને

રાસાયણિક ફેરફારોને કારણે બનેલા ખડકોના ઘટકો દ્વારા બને છે. જમીનના પ્રદૂષણ માટે કૃત્રિમ ખાતર અને કીટનાશકોનો (Pesticides) અવિવેકી ઉપયોગ, ઘન કચરાને જમીનમાં દાટવો અને જંગલોનો નાશ કરવો વગેરે મુખ્ય કારણો જોવા મળ્યાં છે.

જમીનના પ્રદૂષણનાં કારણો :

(1) કૃત્રિમ ખાતરનો અવિવેકી ઉપયોગ : જમીનમાં રહેલાં પોષકતત્ત્વો છોડની વૃદ્ધિ અને વિકાસ માટે ઉપયોગી છે. છોડ કાર્બન, હાઇડ્રોજન અને ઑક્સિજન જેવાં તત્ત્વો હવા અને પાણી દ્વારા મેળવે છે, જ્યારે બીજા જરૂરી પોષક તત્ત્વો જેવાં કે નાઇટ્રોજન, ફૉસ્ફરસ, પોટૅશિયમ, કૅલ્શિયમ, મૅગ્નેશિયમ, સલ્ફર જમીનમાંથી મેળવે છે. ખેડૂત જમીનમાં રહેલાં પોષકતત્ત્વોની ઊણપ દૂર કરવા કૃત્રિમ ખાતર ઉમેરે છે. આ ખાતર તેમાં રહેલ અશુદ્ધિથી જમીનને નુકસાન કરે છે. ખાતરમાં આ અશુદ્ધિ તેના ઉત્પાદન માટે વાપરવામાં આવતા કાચા માલમાં રહેલી અશુદ્ધિને કારણે હોય છે. દા.ત. મિશ્ર ખાતરમાં એમોનિયમ નાઇટ્રેટ, ફૉસ્ફરસ (P_2O_5 તરીકે) અને પોટૅશિયમ (K_2O તરીકે) હોય છે. તે બનાવવા ઉમેરવામાં આવતાં ફૉસ્ફેટ ખડક As, Pb અને Cd જેવાં તત્ત્વોનું અલ્પ પ્રમાણ ધરાવે છે. આ તત્ત્વો અવિઘટનીય હોવાથી જમીનમાં જમા થતાં રહે છે. ફૉસ્ફેટ ખાતરના વધુ ઉપયોગથી જમીનમાં તેનું પ્રમાણ એટલું વધી જાય છે કે તે પાક માટે નુકસાનકારક સાબિત થાય છે NPK જેવા કૃત્રિમ ખાતરનો વિશેષ ઉપયોગ જે જમીનમાં કરવામાં આવે છે તે જમીનમાં પાક અને શાકભાજીનું ઉત્પાદન ઘટે છે. વળી, આ જમીનમાં ઉગાડેલા ઘઉં, મકાઈ અને ચણામાં પ્રોટીનનું પ્રમાણ પણ ઘટે છે.

(2) કીટનાશકોનો અવિવેકી ઉપયોગ : આપણા ખોરાકનો આધાર જે છોડ પર રહેલો છે તેની પર જંતુઓ, ફૂગ, જીવાણુઓ, વાઈરસ અને અન્ય પ્રાણીઓ આક્રમણ કરી પોતાનું પોષણ મેળવે છે, જ્યારે નીંદણ, મૂળપાકને મળતાં પોષકતત્ત્વોમાં ભાગ પડાવે છે, તેથી ખેડૂતો કીટનાશકોનો ઉપયોગ કરી ખેતરમાંના પાકને બચાવવાનો પ્રયત્ન કરે છે. આ કીટનાશકો જમીનમાં શોષાય છે અને જમીનની ફળદ્રુપતાને નુકસાન પહોંચાડે છે. આ કીટનાશકો જમીન દ્વારા છોડમાં અને છોડ દ્વારા માનવશરીર અને અન્ય સજીવોમાં દાખલ થાય છે. તે તેમના આરોગ્યને નુકસાન પહોંચાડે છે. કીટનાશકો તરીકે મુખ્યત્વે જંતુનાશકો (insecticides), ફૂગનાશકો (fungicides) અને નીંદામણનાશકો (herbicides) નો સમાવેશ થાય છે. DDT (ડાયક્લોરોડાયફિનાઇલટ્રાયક્લોરોઇથેન) જેવા જંતુનાશક સજીવ શરીરના પાચનતંત્રમાં અન્નમાર્ગને નુકસાનકારક માલૂમ પડ્યા હોવાથી ભારત સહિત મોટા ભાગના દેશોમાં તેના ઉપયોગ પર પ્રતિબંધ છે. સોડિયમ ક્લોરેટ અને સોડિયમ આર્સેનાઇટ જેવા નીંદામણનાશકો સસ્તન વર્ગનાં પ્રાણીઓ માટે ઝેરી અસર દર્શાવનારાં માલૂમ પડ્યાં છે. ફૂગનાશકો તરીકે વપરાતાં મરક્યુરીનાં સંયોજનો જમીનમાં વિઘટન પામે છે અને તેની નીપજો હાનિકારક બને છે. મિથાઇલ-મરક્યુરી અને તેનાં સંયોજનોના વપરાશથી 1972માં ઇરાકમાં અનેક માનવમૃત્યુ નોંધાયાં છે.

(3) ઘન કચરાને જમીનમાં દાટવાથી : સામાન્ય રીતે ઘરમાંથી નીકળતો કચરો, વ્યાવસાયિક, ઔદ્યોગિક અને કૃષિએકમ દ્વારા ઉત્પન્ન થતાં નકામા પદાર્થો ઘનકચરા સ્વરૂપે હોય છે. તેમાં વિશેષ પ્રમાણમાં નકામા ખાદ્ય-પદાર્થો, કાગળ, પૂઠાં, પ્લાસ્ટિક, કાચ, જૂના બાંધકામનો કાટમાળ, વગેરે ઝેરી અથવા નુકસાનકારક પદાર્થો હોય છે. તે પૈકીના કાગળ, નકામા ખાદ્ય પદાર્થો જૈવ વિઘટનીય છે. કાગળનું પુનઃચક્રણ (recycling) કરી શકાય છે. પ્લાસ્ટિક, કાચ અને જૂના બાંધકામનો કાટમાળ જૈવ અવિઘટનીય છે; પણ તેમનું પુનઃચક્રણ કરી શકાય છે. ઉદ્યોગો દ્વારા નિકાલ થતા કચરામાં રહેલી ભારે ધાતુઓ, ઝેરી અથવા નુકસાનકર્તા પદાર્થો જૈવ-અવિઘટનીય હોય છે. જ્યારે ઘન કચરાને નિકાલના ભાગરૂપ જમીનમાં દાટવામાં આવે છે, ત્યારે જૈવ અવિઘટનીય કચરો જમીનમાં લાંબો સમય પડી રહે છે. તે જમીનના બંધારણ અને તેની ફળદ્રુપતામાં ખલેલ પહોંચાડે છે.

(4) જંગલોનો નાશ : શહેરીકરણ, ઔદ્યોગિક વિકાસ અને વસ્તીવધારાના કારણે જંગલોનો નાશ વિશેષ પ્રમાણમાં થતો જોવા મળે છે. માનવીએ પોતાની જરૂરિયાત સંતોષવા માટે જંગલોનો નાશ વિશેષ પ્રમાણમાં કરવા માંડ્યો છે. પરિણામે જમીન ખુલ્લી થઈ જતાં જમીનનું ફળદ્રુપ પડ ધોવાઈ જાય છે. આ પ્રકારની જમીન ખેતીલાયક રહેતી નથી.

જમીનના પ્રદૂષણનું નિવારણ :

(1) ખેતીમાં પાકનું ઉત્પાદન વધારવા માટે રાસાયણિક ખાતરોના બદલે કુદરતી ખાતર (દા.ત. છાણિયું ખાતર, કૉમ્પોસ્ટ ખાતર વગેરે) અને જૈવિક ખાતરનો (દા.ત. રાઇઝોબિયમ, એઝેટોબેક્ટર, આલ્ગલ વગેરે) ઉપયોગ વધારવો જોઈએ.

(2) નુકસાનકર્તા કીટકોના નિયંત્રણ માટે વપરાતા રાસાયણિક પદાર્થોના બદલે જૈવિક પદ્ધતિઓનો ઉપયોગ કરવો જોઈએ. લીમડા, આકડા અને ધતૂરાનાં પાંદડાંનો અર્ક જંતુનાશક તરીકેનું કામ કરી શકે છે. ઉપરાંત ટ્રાઇકોડરમા નામની ફૂગ જંતુનાશક તરીકે જાણીતી છે.

(3) કચરા તરીકેના કાગળ, પ્લાસ્ટિકની વસ્તુઓ અને કાચને પુનઃઉપયોગમાં લઈ શકાય તેવા સ્વરૂપમાં ફેરવવાથી એટલે કે તેના પુનઃચક્રણ કરવાથી ઘન કચરાનું પ્રમાણ ઘટાડી શકાય છે અને કુદરતી સ્રોતની જાળવણી થઈ શકે છે. દા.ત., નકામા કાગળમાંથી 1 ટન કાગળનું પુનઃઉત્પાદન કરવામાં આવે, તો લગભગ 17 વૃક્ષોને કપાતાં બચાવી શકાય છે.

(4) ઉદ્યોગો દ્વારા ઉત્પન્ન થતા કચરાનું ઝેરીપણું ઘટાડવા માટે તેના પર જરૂરી ભૌતિક, રાસાયણિક અને જૈવિક પ્રક્રિયાઓ કર્યા બાદ જ તેનો નિકાલ કરવો જોઇએ.

(5) ઓછાં વૃક્ષો કપાય અને વધુ વૃક્ષો ઉછેરવામાં આવે એવી નીતિથી જમીનનું ધોવાણ અટકાવી તેની ફળદ્રુપતા જાળવી શકાય.

7.6 ઉદ્યોગોના અનિવાર્ય નકામા કચરા દ્વારા થતું પ્રદૂષણ (Pollution From Necessary Wastes of Industries)

ઔદ્યોગિક ક્રાંતિનું નકારાત્મક પાસું ઉદ્યોગોના અનિવાર્ય કચરાથી થતું પ્રદૂષણ છે. જુદા-જુદા ઉદ્યોગો દ્વારા નીકળતા કચરામાં રહેલા જુદા-જુદા ઘટકોનું પ્રમાણ જુદું-જુદું હોય છે. આ કચરાનો નિકાલ હવામાં, પાણીમાં કે જમીનમાં થતો હોવાથી અંતે તે સજીવસૃષ્ટિ માટે હાનિકારક બને છે. અહીં આપણે કેટલાક જુદા-જુદા ઉદ્યોગો દ્વારા નીકળતા કચરાની લાક્ષણિકતાનો વિચાર કરીશું.

(1) પેટ્રોલિયમઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં જુદા-જુદા કાર્બનિક અને અકાર્બનિક પદાર્થો, મુક્ત તેલ, ફિનોલિક પદાર્થો, તરતા ઘન પદાર્થો તથા H_2S હોય છે.

(2) કાગળ અને પલ્પઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં ડાયમિથાઇલ સલ્ફાઇડ, મિથાઇલ મરકેપ્ટનસ જેવાં કાર્બનિક દ્રવ્યો, એસિડ, આલ્કલી અને ભારે ધાતુઓના ક્ષારો જેવાં અકાર્બનિક દ્રવ્યો હોય છે.

(3) ચામડું કમાવવાનો ઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં આલ્કલાઇન દ્રવ્યો, તરતા પદાર્થો, એમોનિયમ ક્ષારો, સોડિયમ સલ્ફાઇડ, ક્રોમિયમ અને આર્સેનિકના ક્ષારો, સલ્ફ્યુરિક એસિડ, ડિટરજન્ટ, ઉત્સેચક દ્રવ્યો તેમજ પ્રાણિજ પ્રોટીન અને ચરબી હોય છે.

(4) ખાંડઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંમાંથી નીકળતું નકામું પાણી સમય જતાં જૈવિક ક્રિયાઓને કારણે કાળા રંગનું બને છે. તેમાંથી H_2S વાયુ ઉત્પન્ન થતો હોવાથી ખરાબ વાસ ફેલાવે છે.

(5) ઇલેક્ટ્રોપ્લેટિંગ અને ધાતુશુદ્ધીકરણ ઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં નિકલ, ક્રોમિયમ, ઝિંક, સોનું, સિલ્વર, મરક્યુરી વગેરે ધાતુઆયનો તથા સલ્ફાઇડ, સાયનાઇડ, હાઇડ્રોજન સલ્ફાઇડ, એમોનિયા વગેરે ઝેરી દ્રવ્યો હોય છે.

(6) ડિટરજન્ટઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં લાંબી શૃંખલાવાળા દ્રાવ્ય કાર્બનિક પદાર્થો અને દ્રાવ્ય અકાર્બનિક પદાર્થો ઉપરાંત એસિડ અને દ્રાવકો પણ હોય છે.

(7) કીટનાશકઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરાઓમાં વિશેષ પ્રમાણમાં એરોમેટિક કાર્બનિક પદાર્થો હોય છે. ઉપરાંત એસિડ પણ હોય છે.

(8) ખાતરઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં નાઇટ્રોજનનાં સંયોજનો, ફૉસ્ફેટ, ફ્લોરાઇડ, આર્સેનિક જેવા ઘટકો હોય છે.

(9) થર્મલ-પાવરઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરાઓમાં ફ્લાયઍશ, અકાર્બનિક પદાર્થો અને ભારે ધાતુઓ હોય છે.

(10) ડેરીઉદ્યોગ : આ ઉદ્યોગનાં કારખાનાંઓમાંથી નીકળતા કચરામાં તરતા પદાર્થો, નાઇટ્રોજન, ફૉસ્ફરસનાં સંયોજનો અને કાર્બનિક પદાર્થો હોય છે.

ઉદ્યોગો દ્વારા નીકળતો નકામો કચરો જો પ્રવાહી સ્વરૂપે હોય, તો તેમાંના કાર્બનિક કચરાનું પ્રમાણ માપવા માટે બે પ્રકારના માપનનો ઉપયોગ પર્યાવરણીય ટેક્નોલૉજીમાં વિશેષ થાય છે

(i) જૈવરાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત (BOD : Biochemical Oxygen Demand) : સામાન્ય રીતે પ્રદૂષિત પાણીમાં રહેલા જીવાણુઓનો ખોરાક તેમાં રહેલાં કાર્બનિક પદાર્થો હોય છે. આ જીવાણુઓ પોતાની જૈવરાસાયણિક ક્રિયા દરમિયાન આ કાર્બનિક પદાર્થોનું વિઘટન કરી સરળ કાર્બનિક પદાર્થોમાં રૂપાંતર કરે છે. આ કાર્ય માટે જીવાણુઓ પાણીમાંના દ્રાવ્ય ઑક્સિજનનો જેટલો જથ્થો વાપરે છે, તેને જૈવરાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત કહે છે. આમ, આ માપનથી દ્રાવ્ય ઑક્સિજનની જરૂરી માત્રાના આધારે પ્રવાહી કચરામાં રહેલ કાર્બનિક પદાર્થો કે જેનું વિઘટન જીવાણુઓ દ્વારા થઈ શકે છે, તેની માત્રા જાણી શકાય છે. BODના માપન માટે પ્રવાહી કચરાના નમૂનાને 5 દિવસ સુધી 293 K તાપમાને રાખવામાં આવે છે. પ્રથમ દિવસના દ્રાવ્ય ઑક્સિજનનું પ્રમાણ (DO_1)અને પાંચમા દિવસના દ્રાવ્ય ઑક્સિજનના પ્રમાણ (DO_5)ના તફાવત ($DO_1 - DO_5$)ના આધારે જીવાણુઓએ નમૂનામાં રહેલા કાર્બનિક પદાર્થોનું વિઘટન કરવા માટે વાપરેલ દ્રાવ્ય ઑક્સિજનનું પ્રમાણ જાણી શકાય છે. તેને પ્રવાહી કચરા માટેનું BOD મૂલ્ય કહેવાય છે. BODના માપનનો સામાન્ય એકમ ppm અથવા મિ ગ્રામ લિટર$^{-1}$ છે.

(ii) રાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત (COD : Chemical Oxygen Demand) : પ્રવાહી કચરામાં રહેલા બધા જ કાર્બનિક પદાર્થોના ઑક્સિડેશન માટે જેટલી માત્રામાં દ્રાવ્ય ઑક્સિજનની જરૂર પડે છે. તેને રાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત કહે છે. આમ, આ માપનથી દ્રાવ્ય ઑક્સિજનની જરૂરી માત્રાના આધારે પ્રવાહી કચરામાં રહેલા બધા જ કાર્બનિક પદાર્થોની માત્રા જાણી શકાય છે. તેથી એક જ પ્રવાહી કચરા માટે સામાન્ય રીતે CODનું મૂલ્ય BOD કરતાં વધુ હોય છે. CODના માપન માટે પોટૅશિયમ ડાયક્રોમેટ અને સાંદ્ર સલ્ફ્યુરિક ઍસિડના મિશ્રણ જેવા પ્રબળ ઑક્સિડેશનકર્તાનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. આ માપન કરવા માટે માત્ર બે-ત્રણ કલાકના સમયની જરૂર પડે છે. COD માપનનો સામાન્ય એકમ ppm અથવા મિ ગ્રામ લિટર$^{-1}$ છે.

7.7 પર્યાવરણીય પ્રદૂષણ-નિયંત્રણનાં પગલાં (Remedies for Control of Environmental Pollution) :

સામાન્ય રીતે આપણે જાણીએ છીએ તેમ પર્યાવરણ પ્રદૂષણના મુખ્ય સ્રોત ઘરેલુ કચરો, વાહનોમાંથી નીકળતો ધુમાડો, ઔદ્યોગિક કચરો અને જૈવતબીબી કચરો છે, તેથી આ સ્રોતો દ્વારા થતા પ્રદૂષણને નિયંત્રિત કરવાના પ્રયત્નોથી પર્યાવરણીય પ્રદૂષણનું નિયંત્રણ સરળ બની જાય છે. તે અંગેના પ્રયત્નોનો વિચાર કરીએ તો :

(1) ઘરેલુ કચરામાંના જૈવ-વિઘટનીય અને જૈવ-અવિઘટનીય પદાર્થોને અલગ રાખવા જોઈએ. નગરપાલિકા કે ગ્રામપંચાયત દ્વારા આ કચરાના એકત્રીકરણ દરમિયાન જુદા-જુદા રંગનાં પાત્રો રાખવાં જોઈએ. કેટલાક વિકસિત દેશોમાં આ પ્રમાણેની વ્યવસ્થા છે. દા.ત., જૈવ-વિઘટનીય પદાર્થોના એકત્રીકરણ માટે લીલા રંગનું પાત્ર અને જૈવ-અવિઘટનીય પદાર્થોના એકત્રીકરણ માટે પીળા કે લાલ રંગનું પાત્ર રાખી શકાય. જૈવ-વિઘટનીય કચરામાંથી કૉમ્પોસ્ટનું ઉત્પાદન કરી શકાય છે. જૈવ-અવિઘટનીય પદાર્થોનું પુનઃચક્રણ કરવું જોઈએ.

(2) વાહનોમાંથી નીકળતા ધુમાડા દ્વારા થતા હવાના પ્રદૂષણના નિયંત્રણ માટે દરેક નાગરિકે પોતાની ફરજ સમજી પોતાના વાહનમાંથી નીકળતા ધુમાડામાં રહેલા વાયુઓના પ્રમાણની ચકાસણી અને વાહનની મરામત નિયમિત કરાવવી જોઈએ. આ જ કારણે દરેક વાહન માટે PUC (Pollution Under Control) પ્રમાણપત્ર મેળવવું ફરજિયાત છે.

(3) ઉદ્યોગો દ્વારા હવામાં છોડાતાં તરતાં રજકણો, સલ્ફર ડાયૉક્સાઇડ, એમોનિયા, ક્લોરિન, હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ, હાઇડ્રોજન સલ્ફાઇડ વગેરે હવાપ્રદૂષકોનું નિયંત્રણ કરવા માટે હવા પ્રદૂષણ-નિયંત્રણ સાધનો ગોઠવવાં જોઈએ. પ્રદૂષિત હવાની અસરથી બચવા માટે આપણે ગૅસમાસ્ક પહેરવો હિતાવહ છે.

(4) ઉદ્યોગોમાંથી નીકળતું ગંદું પાણી બિનહાનિકારક બને તે માટે તેને ચોક્કસ પ્રકારનો ઉપચાર આપવો જોઈએ. આ માટે જે-તે ઉદ્યોગે વ્યક્તિગત કે સામૂહિક ધોરણે એફ્લુઅન્ટ ટ્રિટમેન્ટ-પ્લાન્ટ ઊભા કરવા જોઈએ.

(5) જૈવતબીબી કચરાનો નિકાલ કરવા માટે તેની લાક્ષણિકતા અનુસાર તેને બાળવો કે જમીનમાં ઊંડે દાટવો કે જંતુમુક્ત કરવો જોઈએ.

ગુજરાત રાજ્યમાં પર્યાવરણના પ્રદૂષણના નિયંત્રણ માટે ગાંધીનગર મુકામે ગુજરાત પ્રદૂષણ નિયંત્રણ બોર્ડની સ્થાપના કરવામાં આવી છે.

7.8 હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન (Green Chemistry)

રાસાયણિક ઉદ્યોગોના વિકાસને કારણે માનવ-ઉપયોગી પદાર્થો જેવા કે ખાતરો, કીટનાશકો, ઔષધો, પ્લાસ્ટિક અને સૌંદર્ય-પ્રસાધનોનું ઉત્પાદન સરળ બન્યું છે; પરંતુ આ ઉદ્યોગોમાંથી નીકળતો કચરો માનવસહિતની જીવસૃષ્ટિ માટે હાનિકારક હોય છે, તેનો નિકાલ હવા, પાણી કે જમીનમાં કરવામાં આવે છે. તે પર્યાવરણને પ્રદૂષિત કરે છે, તેથી હાલમાં વૈજ્ઞાનિકો રાસાયણિક પદાર્થોના સંશ્લેષણ માટેની એવી પદ્ધતિઓ વિકસાવવાનો પ્રયત્ન કરી રહ્યા છે કે જે પર્યાવરણને અનુકૂળ (પર્યાવરણીય મિત્ર) હોય. આ પ્રયત્નોથી જે રસાયણવિજ્ઞાનનો વિકાસ થઈ રહ્યો છે તેને 'હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન' તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. ટૂંકમાં, હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન એટલે પર્યાવરણીય હિતકારી રાસાયણિક સંશ્લેષણ માટેનું વિજ્ઞાન.

2005 માં ફ્રાન્સના વૈજ્ઞાનિક પ્રોફેસર યસ ચૌવિન (Prof. Yves Chauvin) અને અમેરિકાના બે વૈજ્ઞાનિકો રૉબર્ટ એચ. ગ્રૂબસ (Robert H. Grubbs) અને રિચાર્ડ આર. શ્રોક (Richard R. Schrok) ને હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન આધારિત નવા રસાયણના સંશ્લેષણ માટે નોબેલ પારિતોષિક એનાયત કરવામાં આવ્યું હતું. હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસ માટે વિજ્ઞાની પાઉલ ટી. અનાસ્તાસે (Paul T. Anastas) કરેલાં કાર્યોને આધારે હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન માટે પાયાના બાર સિદ્ધાંતો રચવામાં આવ્યા છે. આ સિદ્ધાંતોને આધારે નવાં રસાયણોના સંશ્લેષણ કરવાની ભલામણ હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનમાં કરવામાં આવી છે.

હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનના પાયાના સિદ્ધાંતો :

રાસાયણિક પદાર્થોના સંશ્લેષણ દરમિયાન,

(1) નકામા પદાર્થો કે આડપેદાશો બનતી અટકાવવી જોઈએ.

(2) પ્રક્રિયકનું સંપૂર્ણપણે નીપજમાં રૂપાંતર થવું જોઈએ એટલે કે નીપજ 100% મળવી જોઈએ.

(3) જોખમી રસાયણોના ઉત્પાદનને ટાળવું જોઈએ.

(4) સુરક્ષિત રસાયણોના ઉત્પાદનનો હેતુ રાખવો જોઈએ.

(5) કોઈ પણ સંશ્લેષણ માટે જરૂરી ઊર્જાનું મૂલ્ય ઓછું હોવું જોઈએ.

(6) વધુ યોગ્ય દ્રાવકની પસંદગી કરવી જોઈએ.

(7) સંશ્લેષણના શરૂઆતના પદાર્થ તરીકે યોગ્ય પદાર્થને પસંદ કરવો જોઈએ.

(8) શક્ય હોય ત્યાં સુધી રક્ષકસમૂહ (Protecting group)નો ઉપયોગ ટાળવો.

(9) શક્ય હોય ત્યાં સુધી ઉદ્દીપકના ઉપયોગને પસંદગી આપવી જોઈએ. હાલમાં કલા (ફેઝ-Phase) ઉદ્દીપકોનો ઉપયોગ થાય છે.

(10) સંશ્લેષિત નીપજ જૈવ-વિઘટનીય હોવી જોઈએ.

(11) ઉત્પાદન માટેના પ્લાન્ટની રચના એવી હોવી જોઈએ કે તેના ઉપયોગ વખતે અકસ્માત થવાની શક્યતાઓને દૂર કરી શકાય.

(12) જોખમી સંયોજનોના નિયંત્રણ માટે વૈશ્લેષિક તકનિકોને બળવાન બનાવવી જોઈએ.

રોજિંદા જીવનમાં હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન : હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંતોનો ઉપયોગ રોજિંદા જીવનમાં થતો જોવા મળ્યો છે.

(1) કપડાંના ડ્રાયક્લિનિંગમાં : અગાઉ ટેટ્રાક્લોરોઇથિન ($Cl_2C = CCl_2$) કપડાંના ડ્રાયક્લિનિંગમાં દ્રાવક તરીકે વધુ વપરાતો હતો. તે ભૌમજલને પ્રદૂષિત કરે છે અને કેન્સરપ્રેરક પણ છે. તેથી હાલમાં ટેટ્રાક્લોરોઇથિનના ઉપયોગને બદલે પ્રવાહીકૃત કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનો અનુકૂળ ડિટરજન્ટ સાથે ડ્રાયક્લિનિંગમાં ઉપયોગ કરાય છે. હાલના સમયમાં હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઇડનો ઉપયોગ કપડાં ધોવામાં બ્લીચિંગ એજન્ટ (વિરંજનકર્તા) તરીકે વધ્યો છે. તે પાણીના ઓછા વપરાશથી પણ સારું પરિણામ આપે છે.

(2) કાગળના વિરંજનમાં : આપણે જાણીએ છીએ તેમ કાગળને લાકડામાંથી બનાવવામાં આવે છે. કાગળની સારી ગુણવત્તા માટે લાકડામાં રહેલ લિગ્નીનને સંપૂર્ણપણે દૂર કરવો જરૂરી છે. કાગળના ઉત્પાદનની પદ્ધતિ દરમિયાન મોટાભાગનો લિગ્નીન દૂર થાય છે. બાકી રહેતા લિગ્નીનને દૂર કરવા માટે ક્લોરિન વાયુનો ઉપયોગ થતો આવ્યો છે. પણ ક્લોરિન વાયુ લિગ્નીનની ઍરોમેટિક વલય સાથે પ્રક્રિયા કરી ડાયઑક્સિન બનાવે છે. તે સક્રિય કેન્સરપ્રેરક પદાર્થ છે. તેથી કાગળના વિરંજન માટે ક્લોરિન વાયુના વિકલ્પરૂપે હાલમાં હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઇડનો યોગ્ય ઉદ્દીપકની હાજરીમાં ઉપયોગ થઈ રહ્યો છે. આ હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસને આભારી છે.

સારાંશ

પર્યાવરણમાં થતી રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક ઘટનાઓનો વૈજ્ઞાનિક અભ્યાસ એટલે પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન. તેના દ્વારા પર્યાવરણમાં થતી ઘટનાઓ અને ફેરફારોનાં કારણો આપણે જાણી શકીએ છીએ. પર્યાવરણનું પ્રદૂષણ કરનાર ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ-પ્રદૂષકોને સામાન્ય રીતે ઝડપી વિઘટનીય, ધીમા વિઘટનીય અને અવિઘટનીય પ્રદૂષકોમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે. જે પ્રદૂષકોનું વિઘટન ઝડપી થાય છે, તેને ઝડપી વિઘટનીય પ્રદૂષકો કહે છે. દા.ત., શાકભાજીનો કચરો. જે પ્રદૂષકોનું વિઘટન ધીમું થાય છે, તેને ધીમા વિઘટનીય પ્રદૂષકો કહે છે. દા.ત., કૃષિકચરો. કેટલાક પ્રદૂષકો વિઘટન પામ્યા વગર દશકાઓ સુધી મૂળસ્વરૂપે રહે છે. તેને અવિઘટનીય પ્રદૂષકો કહે છે. દા.ત., ડાયક્લોરોડાયફિનાઈલટ્રાયક્લોરોઈથેન (DDT), પ્લાસ્ટિક પદાર્થો, ભારે ધાતુઓ, રેડિયોસક્રિય કચરો. પૃથ્વીના જીવાવરણ પર ક્ષોભ આવરણ અને સમતાપ આવરણની અસર વધુ થતી હોવાથી વાતાવરણના પ્રદૂષણના અભ્યાસમાં આ બંને વિસ્તારના પ્રદૂષણનો અભ્યાસ અતિ મહત્ત્વનો બને છે. ક્ષોભ આવરણમાં વાયુમય પ્રદૂષકો SO_x, NO_x, CO, CO_2, H_2S, O_3, હાઈડ્રોકાર્બન તથા રજકણસ્વરૂપના પ્રદૂષકો- ધૂળ, ધુમ્મસ, ધૂમ, ધુમાડો, ધૂમ્રધુમ્મસ પ્રદૂષણ ફેલાવે છે. પૃથ્વીને હૂંફાળી રાખતી ઘટનાને 'ગ્રીનહાઉસ અસર' કે 'ગ્લોબલવૉર્મિંગ' કહે છે અને તેમાં સક્રિય ફાળો આપતા વાયુઓ 'ગ્રીનહાઉસ વાયુ' તરીકે ઓળખાય છે. વાતાવરણમાં રહેલા કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ, મિથેન, ઓઝોન, ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન (CFC), નાઇટ્રસ ઑક્સાઇડ અને પાણીની વરાળ ગ્રીનહાઉસ વાયુઓ તરીકે વર્તે છે. ગ્રીનહાઉસ વાયુઓની ગરમીને જકડી રાખવાની ક્ષમતાને ગ્લોબલવૉર્મિંગ પોટેન્શિયલ (GWP) કહે છે. ગ્રીનહાઉસ વાયુઓનો GWP આધારિત ક્રમ CFC > N_2O > CH_4 > CO_2 છે. જો વરસાદના પાણીનો pH 5.6 કરતાં ઓછો હોય, તો તેવા વરસાદને ઍસિડવર્ષા કહે છે. આ માટે ક્ષોભ આવરણમાંના વાયુમય પ્રદૂષકો જવાબદાર છે. ઍસિડવર્ષા નદી, તળાવ, જેવા જળાશયોમાં પડવાથી તેમાંની માછલીઓ, સૂક્ષ્મ જીવો, જલજ વનસ્પતિઓ જેવી જળસૃષ્ટિ પર માઠી અસર પડે છે. સમતાપ આવરણમાં આવેલું ઓઝોનસ્તર સમગ્ર જીવસૃષ્ટિને અવકાશમાંથી આવતા પારજાંબલી કિરણોની હાનિકારક અસર સામે રક્ષણ આપે છે. પરંતુ માનવ દ્વારા ઉપયોગમાં લેવાતા ODS (Ozone Depletion Substances) ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન કરે છે. ઓઝોનસ્તરના ક્ષયનની અસરો અને ક્ષયન અટકાવવાના ઉપાયો અંગેની જાગૃતિ સમગ્ર વિશ્વમાં કેળવાય તે હેતુથી **રાષ્ટ્રસમૂહના દેશોએ દર વર્ષે 16મી સપ્ટેમ્બરના દિવસને આંતરરાષ્ટ્રીય સ્તરે 'ઓઝોનસ્તર જાળવણી દિન' તરીકે ઊજવવાનું નક્કી કર્યું છે.** હાલમાં માનવીએ કુદરતમાંથી મળતા પાણીનો સીધો જ પીવાના પાણી તરીકે ઉપયોગ કરતા પહેલાં વિચાર કરવો પડે તેમ છે. કારણ કે જુદા-જુદા સ્રોત દ્વારા ભૂપૃષ્ઠી જલ કે ભૌમજલમાં દ્રાવ્ય, અદ્રાવ્ય, જૈવિક, ભૌતિક કે રાસાયણિક અશુદ્ધિઓ ભળે છે તે પાણીને પ્રદૂષિત કરે છે. તેથી વિશ્વકક્ષાએ WHO (World Health Organization) અને ભારતમાં BIS (Bureau of Indian Standards) અને ICMR (Indian Council of Medical Research) જેવી સંસ્થાઓએ પીવાના પાણીની ગુણવત્તાનાં ધોરણો પ્રસ્થાપિત કર્યાં છે. પીવાના પાણીના શુદ્ધીકરણ માટે રાસાયણિક, ભૌતિક અને જૈવિક પદ્ધતિઓ પ્રચલિત છે. જમીનના પ્રદૂષણ માટે ખાતર અને કીટનાશકોનો અવિવેકી ઉપયોગ, ઘન કચરાને જમીનમાં દાટવો અને જંગલોનો નાશ કરવો વગેરે મુખ્ય કારણો જોવા મળ્યાં છે. જુદા-જુદા ઉદ્યોગો દ્વારા નીકળતા કચરાનો નિકાલ હવામાં, પાણીમાં કે જમીનમાં થતો હોવાથી અંતે તે સજીવસૃષ્ટિ માટે હાનિકારક બને છે. ઉદ્યોગોના પ્રવાહી કચરામાં કાર્બનિક કચરાનું પ્રમાણ જાણવા માટે જૈવરાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત (BOD) અને રાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત (COD) માપન અગત્યનું છે. BODના માપનથી

પ્રવાહી કચરામાં રહેલ કાર્બનિક પદાર્થો કે જેનું વિઘટન જીવાણુઓ દ્વારા થઈ શકે છે, તેની માત્રા જાણી શકાય છે. જ્યારે CODના માપનથી પ્રવાહીકચરામાં રહેલ બધાજ કાર્બનિક પદાર્થોની માત્રા જાણી શકાય છે. BODના માપન માટે 5 દિવસ અને CODના માપન માટે બે-ત્રણ કલાકનો સમય લાગે છે. આપણે ઘરેલું કચરાને, વાહનોમાંથી નીકળતા ધુમાડાને, ઔદ્યોગિક કચરાને અને જૈવતબીબી કચરાને નિયંત્રિત કરીને કે તેનું વ્યવસ્થાપન કરીને કે તેના પર સારવાર પ્રક્રિયા કે ઉપચાર કરીને પર્યાવરણીય પ્રદૂષણને નિયંત્રિત કરી શકીએ છીએ. પર્યાવરણ-પ્રદૂષણના નિયંત્રણ માટેના પ્રયત્નોના ફળસ્વરૂપે પર્યાવરણ હિતકારી રાસાયણિક સંશ્લેષણ માટેના જે વિજ્ઞાનનો વિકાસ થઈ રહ્યો છે, તેને હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન કહે છે. ગુજરાત રાજ્ય સરકારે ગુજરાતમાં પર્યાવરણ-પ્રદૂષણના નિયંત્રણ માટે પ્રદૂષણ નિયંત્રણ બોર્ડની સ્થાપના કરેલી છે.

સ્વાધ્યાય

1. આપેલા બહુવિકલ્પમાંથી યોગ્ય વિકલ્પ પસંદ કરો :

(1) કયો વાયુ ગ્રીનહાઉસ વાયુ નથી ?

(A) H_2O (B) O_2 (C) CO_2 (D) O_3

(2) ગ્રીનહાઉસ વાયુઓનો GWP આધારિત કયો ક્રમ સાચો છે ?

(A) $CFC > N_2O > CO_2 > CH_4$ (B) $CFC > CO_2 > N_2O > CH_4$

(C) $CFC > N_2O > CH_4 > CO_2$ (D) $CFC > CH_4 > N_2O > CO_2$

(3) ગ્લોબલવોર્મિંગમાં કયા વાયુનો ફાળો સૌથી વધુ હોય છે ?

(A) CO_2 (B) CFC (C) NO_2 (D) CH_4

(4) CFCનો એક અણુ ઓઝોન વાયુના આશરે કેટલા અણુઓનું ક્ષયન કરે છે ?

(A) 10^3 (B) 10^4 (C) 10^5 (D) 10^6

(5) પાણીના શુદ્ધીકરણ માટે કઈ પદ્ધતિ વપરાય છે ?

(A) પ્રતિ-પરાસરણ (B) જૈવરાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત

(C) રાસાયણિક ઑક્સિજન જરૂરિયાત (D) ODSના ઉપયોગ દ્વારા

(6) નીચેનાં પૈકી કયું વિધાન સાચું છે ?

(A) BODના માપનથી પ્રવાહી કચરામાં રહેલા બધા જ કાર્બનિક પદાર્થોની માત્રા જાણી શકાય છે.

(B) CODના માપનથી પ્રવાહી કચરામાં રહેલ કાર્બનિક પદાર્થ કે જેનું વિઘટન સૂક્ષ્મ જીવો દ્વારા થઈ શકે છે, તેની માત્રા જાણી શકાય છે.

(C) CODનું માપન પોટેશિયમ ડાયક્રોમેટ અને સાંદ્ર સલ્ફ્યુરિક ઍસિડના મિશ્રણના ઉપયોગથી કરવામાં આવે છે.

(D) CODના માપન માટે પાંચ દિવસનો સમય લાગે છે.

(7) પીવાના પાણીમાં કયા આયનની માત્રા જરૂર કરતાં વધુ હોય, તો બ્લુબેબી રોગ થવાની શક્યતા રહેલી છે ?

(A) ફ્લોરાઇડ (B) નાઇટ્રેટ (C) ક્લોરાઇડ (D) સલ્ફેટ

(8) નીચેના પૈકી કયો પદાર્થ જૈવ-અવિઘટનીય છે ?

(A) કાગળ (B) કાચ

(C) નકામા ખાદ્યપદાર્થો (D) સડેલાં શાકભાજી

(9) ફ્લાયએશ મુખ્યત્ત્વે કયા ઉદ્યોગના કચરા તરીકે ઉત્પન્ન થાય છે ?

(A) ડેરીઉદ્યોગ (B) ડિટરજન્ટઉદ્યોગ

(C) થર્મલપાવરઉદ્યોગ (D) ખાતરઉદ્યોગ

(10) નીચેનાં પૈકી કયું વિધાન હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાનના પાયાના સિદ્ધાંતોને અનુરૂપ નથી ?

(A) સંશ્લેષિત નીપજ જૈવવિઘટનીય હોવી જોઈએ.

(B) નકામા પદાર્થો કે આડપેદાશો બનતી અટકાવવી જોઈએ.

(C) સંશ્લેષણ માટે જરૂરી ઊર્જાનું મૂલ્ય ઓછું હોવું જોઈએ.

(D) શક્ય હોય ત્યાં સુધી ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ ટાળવો જોઈએ.

2. નીચેના પ્રશ્નોના ટૂંકમાં ઉત્તર લખો :

(1) કાર્બન મોનૉક્સાઇડ રુધિરના હિમોગ્લોબીન સાથે સંયોજાઈ કયું સંયોજન બનાવે છે ?

(2) આંતરરાષ્ટ્રીય કક્ષાએ 'ઓઝોનસ્તર જાળવણી દિન' ક્યારે ઊજવાય છે ?

(3) BIS મુજબ પીવાલાયક પાણીમાં કુલ દ્રાવ્ય પદાર્થોનું ઇચ્છનીય પ્રમાણ કેટલું હોવું જોઇએ ?

(4) પાણીના શુદ્ધીકરણ માટેની બે ભૌતિક પદ્ધતિઓનાં નામ આપો.

(5) 'હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન'ના સિદ્ધાંત પ્રમાણે કપડાંના ડ્રાયક્લિનિંગ માટે કયાં બે રસાયણો વાપરવામાં આવે છે ?

(6) પૂરાં નામ જણાવો : ODS, GWP, BOD, COD, WHO, BIS, ICMR, PUC

(7) વ્યાખ્યા આપો :

(1) પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન (4) એસિડવર્ષા

(2) વૈશ્લેષિક રસાયણવિજ્ઞાન (5) ગ્રીનહાઉસ વાયુ

(3) હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન

3. નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર લખો :

(1) ઝડપી વિઘટનીય પ્રદૂષકો, ધીમા વિઘટનીય પ્રદૂષકો અને અવિઘટનીય પ્રદૂષકો એટલે શું ? એક-એક ઉદાહરણ આપો.

(2) ક્ષોભ આવરણીય પ્રદૂષકોની યાદી બનાવો.

(3) જીવસહિત અને જીવરહિત રજકણ પ્રદૂષકોનાં નામ જણાવો.

(4) પાણીને જીવાણુમુક્ત કરવાની ચાર પદ્ધતિઓનાં નામ લખો.

(5) તફાવતના બે મુદ્દા લખો : BOD અને COD

4. નીચેના પ્રશ્નોના વિગતવાર ઉત્તર આપો :

(1) વાયુમય હવા પ્રદૂષકો જણાવો. તે પૈકીના બે પ્રદૂષકોની ઉત્પત્તિ અને તેની અસરોની ચર્ચા કરો.

(2) ધૂમ્રધુમ્મસ એટલે શું ? પારંપરિક અને પ્રકાશરાસાયણિક ધૂમ્રધુમ્મસની સમજૂતિ આપો.

(3) ગ્લોબલવૉર્મિંગનાં કારણો, અસરો અને ઉપાયો જણાવો.

(4) ઍસિડવર્ષા થવાનાં કારણો જણાવી તેની અસરો ચર્ચો.

(5) ઓઝોનસ્તરનું ક્ષયન થવાનાં કારણો, અસરો અને ઉપાયો વર્ણવો.

(6) જળપ્રદૂષકોને તેમના સ્રોતસહિત વર્ણવો.

(7) BIS દ્વારા નક્કી થયેલા પીવાના પાણીની ગુણવત્તાનાં ધોરણો જણાવો.

(8) પીવાના પાણીના શુદ્ધીકરણની પદ્ધતિઓની ચર્ચા કરો.

(9) જમીનનું પ્રદૂષણ થવાનાં મુખ્ય કારણો સવિસ્તર ચર્ચો.

(10) જમીનનું પ્રદૂષણ અટકાવવાના ઉપાયો વર્ણવો.

(11) પેટ્રોલિયમ અને ચામડું કમાવવાના ઉદ્યોગમાંથી નીકળતા કચરાની લાક્ષણિકતા જણાવો.

(12) પર્યાવરણના પ્રદૂષણના નિયંત્રણ માટે કેવાં પગલાં લેવાં જોઈએ ?

(13) 'હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન'ના પાયાના સિદ્ધાંતો જણાવો.

• • •

પારિભાષિક શબ્દો

સિમેસ્ટર 1

એકમ 1
રસાયણવિજ્ઞાનની પાયાની સંકલ્પનાઓ

સંકલ્પના	Concept
પરમાણુ	Atom
પરમાણ્વિય	Atomic
અણુ	Molecule
આણ્વિય	Molecular
દળ	Mass
પરિવર્તનો	Transformations
કાર્બનિક	Organic
અકાર્બનિક	Inorganic
ભૌતિક	Physical
જીવરસાયણ	Biochemistry
ભૌતિકરાશિ	Physical quantity
મિશ્રધાતુ	Alloy
રાસાયણિક બંધારણ	Chemical composition
જંતુનાશક	Insecticide
કીટનાશક	Pesticide
દ્રવ્ય	Matter
તત્ત્વ	Element
સંયોજનો	Compounds
ચોક્કસ આકાર	Definite shape
સમાંગ	Homogeneous
વિષમાંગ	Heterogeneous
રાસાયણિક પ્રક્રિયા	Chemical Reaction
સંયોગીકરણનો નિયમ	Law of chemical combination
નિશ્ચિત સંરચનાનો નિયમ	Law of constant composition
સરળ ગુણકપ્રમાણનો નિયમ	Law of multiple proportion
સંયોજિતભારનો નિયમ	Law of combining weights
ડાલ્ટનનો પરમાણુ-સિદ્ધાંત	Dalton's atomic theory
દ્રવ્યમાન સ્પેક્ટ્રોમીટર	Mass sepctrometer
તત્ત્વયોગમિતિ	Stoichiometry
પ્રમાણસૂચક સૂત્ર	Empirical formula
આંતર આણ્વિય બળ	Intermolecular force
અભિધારણાઓ	Hypothesis

એકમ 2
પરમાણ્વિય બંધારણ

પરમાણ્વિય બંધારણ	Atomic structure
નમૂનો	Model
મૂળભૂત	Fundamental
પરમાણ્વિય સિદ્ધાંત	Atomic theory
દ્રવ્યસંચય	Conservation of mass
શોધ	Discovery
વિદ્યુતીય વિભાર	Electric discharge
વિદ્યુતધ્રુવ	Electrode
કેથોડ કિરણો	Cathode rays
અવપરમાણ્વિય	Subatomic
નિરપેક્ષ	Absolute
સાપેક્ષ	Relative
દળ	Mass

વજન	Weight
પરમાણ્વિય ક્રમાંક	Atomic number
પરમાણ્વિય દળક્રમાંક	Atomic mass number
સમસ્થાનિકો	Isotopes
સમભારિકો	Isobars
ગોલીય	Spherical
α–કણ પ્રકીર્ણન	α-Particle scattering
મર્યાદા	Limitation
વરખ	Foil
રેડિયો સક્રિય	Radioactive
સ્રોત	Source
કેન્દ્ર (નાભિ)	Nucleus
કુલંબિક બળ	Coulombic force
ગુરુત્વાકર્ષણ બળ	Gravitational force
સ્થિરવિદ્યુતીય	Electrostatic
સૌર	Solar
ઉત્સર્જન	Emission
વિકિરણ	Radiation
પરિભ્રમણ	Rotation
સ્થાયિતા	Stability
સ્થિર કક્ષકો	Stationary orbits
વિદ્યુતચુંબકીય	Electromagnetic
વ્યતીકરણ	Interference
શોષણ	Absorption
વર્ણપટ	Spectrum
જટિલ	Complex
કક્ષા	Orbit
કક્ષક	Orbital
ઊર્જાસ્તર (ઊર્જા-સપાટી)	Energy level
કોણીય વેગમાન	Angular momentum
ન્યૂનતમ	Minimum
મહત્તમ	Maximum
ધારણા	Assumption
વર્ણપટ	Spectrum
પારજાંબલી	Ultraviolet
દૃશ્યમાન	Visible
પારરક્ત	Infrared

રાસાયણિક બંધ	Chemical bond
દ્વૈતસ્વભાવ	Dual nature
આંતરિક આકર્ષણ	Internal attraction
ચુંબકીય ક્ષેત્ર	Magnetic field
વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર	Electric field
તરંગ સ્વભાવ	Wave nature
કણ સ્વભાવ	Particle nature
પરાવર્તન	Reflection
વિવર્તન	Diffraction
તરંગલંબાઈ	Wavelength
આવર્ધન	Magnification
અનિશ્ચિતતા	Uncertainty
સિદ્ધાંત	Principle
વાદ	Theory
સ્થૂળ	Macro
સૂક્ષ્મ	Micro
સ્થાન	Position
ક્વૉન્ટમ યાંત્રિકી	Wave mechanics
સમતલીય	Planar
સંભાવના	Probability
ક્વૉન્ટમ આંક	Quantum number
સ્થિતિસ્થાન	Orientation
વર્ગીકૃત	Classified
મુખ્ય ક્વૉન્ટમ આંક	Principal quantum number
કોશ	Shell
પેટાકોશ	Subshell
ગૌણ ક્વૉન્ટમ આંક	Azimuthal quantum number
કોણીય વેગમાન ક્વૉન્ટમ આંક	Angular quantum number
ચુંબકીય ક્વૉન્ટમ આંક	Magnetic quantum number
સ્પિન ક્વૉન્ટમ આંક	Spin quantum number
ભ્રમણ	Spin
અક્ષીય ગતિ	Axial velocity

કક્ષકીય ગતિ	Orbital velocity
ઘડિયાળના કાંટાની દિશામાં	Clockwise
ઘડિયાળના કાંટાની વિરુદ્ધ દિશામાં	Anticlockwise
શ્રોડિંજરનું તરંગ સમીકરણ	Schrodinger's wave equation
કાર્ટેઝિયન નિર્દેશાંકો	Cartesian co-ordinates
પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા	Total energy of system
તરંગ વિધેય	Wave function
કંપવિસ્તાર	Amplitude
ભૌતિક અર્થઘટન	Physical significance
ગાણિતિક વિધેય	Mathematical function
સમમિતીય	Symmetrical
નોડલ સમતલ	Nodal plane
સપાટી વિસ્તાર	Boundary surface
સમશક્તિક અથવા ડીજનરેટ કક્ષક	Degenerate orbital
ઇલેક્ટ્રોનીય રચના	Electronic configuration
હુન્ડનો મહત્તમ ભ્રમણનો નિયમ	Hund's rule of maximum multiplicity
કક્ષકોની ઊર્જાનો ક્રમ	Order of energy of orbitals
પૌલીનો નિષેધનો નિયમ	Pauli's exclusion principle
અર્ધપૂર્ણ ભરેલી કક્ષકો	Half filled orbitals
પૂર્ણ ભરેલી કક્ષકો	Completely filled orbitals
ધરાસ્થિતિ (ભૂમિ-અવસ્થા)	Ground state
વિસંગતતા	Discrepancy, Abnormality

એકમ 3
તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા

આવર્તકોષ્ટક	Periodic table
આવર્ત	Period
આવર્તી વલણો	Periodic trends
આવર્તિતા	Periodicity
સમૂહ	Group
પ્રતિક્રિયાત્મકતા	Reactivity
તત્ત્વયોગમિતિ	Stoichiometry
અવપરમાણ્વિય કણો	Subatomic particles
ઉમદાવાયુઓ	Noble gases
ધાતુ	Metal
અધાતુ	Nonmetal
અર્ધધાતુ	Semimetal or Metalloid
પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા	Atomic radius
આયનીય ત્રિજ્યા	Ionic radius
સહસંયોજક ત્રિજ્યા	Covalent radius
જનક પરમાણુ	Parent atom
સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસીઝ	Isoelectronic species
આયનીકરણ એન્થાલ્પી	Ionisation enthalpy
ઇલેક્ટ્રોનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી	Electrongain enthalpy
વિદ્યુતઋણતા	Electronegativity
પરમાણ્વિય કદ	Atomic size

એકમ 4
રેડોક્ષ પ્રક્રિયાઓ

ઑક્સિડેશન	Oxidation	રિડક્શનકર્તા	Reducing agent
રિડક્શન	Reduction	ઑક્સિડેશન-આંક	Oxidation number
અર્ધપ્રક્રિયા	Half-reaction	ઇલેક્ટ્રૉન-વિનિમય	Electron transfer
ઋણાયન	Anion	સ્ટૉક નોટેશન	Stock notation
ધનાયન	Cation	પ્રેક્ષક આયનો	Spectator ions
ઑક્સિડેશનકર્તા	Oxidising agent		

એકમ 5
હાઇડ્રોજન

વૈશ્વિક	Global	સહસંયોજક	Covalent
પરમાણ્વિય	Atomic	આંતરાલીય	Interstitial
આયનીય	Ionic	બિનતત્ત્વયોગમિતીય	Non stoichiometric
સમસ્થાનિક	Isotope	ઉભયગુણધર્મી	Amphoteric
લાકડાનો વેર	Saw dust	ધાત્વિક ક્ષાર	Metalic salt
સંશ્લેષિત વાયુ	Syn gas	સંકીર્ણ ક્ષાર	Complex salt
સ્ફટિકમય	Crystalline	પરહાઇડ્રલ	Perhydral
અબાષ્પશીલ	Non volatile	મંદ ચેપ અવરોધક	Mild disinfectant
શૃંખલામય રચના	Polymeric	આર્થિક ઉપયોગિતા	Economy
આણ્વિય	Molecular	ભારે પાણી	Heavy water

એકમ 6
s-વિભાગનાં તત્ત્વો (આલ્કલી અને આલ્કલાઇન અર્થ તત્ત્વો)

s-વિભાગનાં તત્ત્વો	Elements of s-block	આણ્વિય	Molecular
આવર્ત	Period	ખનિજ	Mineral
સમૂહ	Group	કાચી ધાતુ (અયસ્ક)	Ore
સ્વભાવ	Nature	અર્ધઆયુષ્ય (જીવન) સમય	Half life period
પૃથ્વીનો પોપડો	Crust of the earth	વિપુલતા	Abundance
પ્રાપ્તિસ્થાન	Occurrence	સમસ્થાનિક	Isotope
પરમાણ્વિય	Atomic	વિરલ	Rare

અગ્નિકૃત ખડક	Igneous rock
ઇલેક્ટ્રોનીય રચના	Electronic configuration
અનિયમિત વર્તણૂક	Anomalous behaviour
પરમાણ્વિય દળ	Atomic mass
આયનીકરણ એન્થાલ્પી	Ionisation enthalpy
જલીયકરણ એન્થાલ્પી	Hydration enthalpy
ધાત્વિક ત્રિજ્યા	Metallic radius
ગલનબિંદુ	Melting point
ઉત્કલનબિંદુ	Boiling point
ઘનતા	Density
પ્રમાણિત પોટેન્શિયલ	Standard potential
પૃથ્વીનું બાહ્યસ્તર (લિથોસ્ફિયર)	Lithosphere
પિગલિત	Molten
વિકર્ણીય સંબંધ	Diagonal relationship
જૈવિક દ્રવ્ય	Biological fluid
જ્ઞાનતંતુ વલણ વહન	Nerve impulse conduction
બાહ્યતમ કક્ષા	Outermost orbit
વિદ્યુતધનમય	Electropositive
ભૂરી જ્યોત (ઓક્સિડાઇઝિંગ) જ્યોત	Oxidising flame
ગુણદર્શક પૃથક્કરણ	Qualitative analysis
શક્તિસ્તર	Energy level
તરંગલંબાઈ	Wavelength
વિકિરણ	Radiation
શોષણ	Absorption
ઉત્સર્જન	Emission
ધાત્વિક બંધ	Metallic bond
સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન	Valence electron
પરમાણ્વિય કદ	Atomic size
જનક પરમાણુ	Parent atom
જનિત પરમાણુ	Daughter atom
વિદ્યુતઋણતા	Electronegativity

સુવાહક	Conductor
અવાહક	Insulator
પરમાણુભઠ્ઠી	Nuclear reactor
જલયુક્ત	Hydrated
પ્રતિક્રિયાત્મક	Reactive
પ્રક્રિયા	Reaction
સક્રિય	Active
કૉસ્ટિક સોડા	Caustic soda
સોડિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ	Sodium hydroxide
કૉસ્ટિક પોટાશ	Caustic potash
પોટેશિયમ હાઇડ્રૉક્સાઇડ	Potassium hydroxide
ઑક્સિડેશન-સ્થિતિ (અવસ્થા)	Oxidation state
સ્ફોટક રીતે	Explosively
ઑક્સિડેશન કર્તા	Oxidising agent
રિડક્શનકર્તા	Reducing agent
ધ્રુવીભવનક્ષમતા	Polarization compatibility
ધન આયન, ધનાયન	Positive ion - Cation
ઋણ આયન, ઋણાયન	Negative ion - Anion
ઇલેક્ટ્રોનવાદળ	Electron cloud
સહસંયોજક	Covalent
રંગવિહીન	Colourless
એમોનિયેટેડ ઇલેક્ટ્રોન	Ammoniated electron
અનુચુંબકીય	Paramagnatic
પ્રતિચુંબકીય	Diamagnatic
જળશોષણ (ભેજદ્રવી)	Hygroscopic
સ્ફટિકીકરણ	Crystallisation
વિપરીત	Unlike
ઓક્સાઇડનું સ્તર	Layer of oxide
સેતુ	Bridge
ઉદ્દીપક	Catalyst
જળવિભાજન	Hydrolysis
સવર્ગાંક	Co-ordination number

ઉભયગુણધર્મી	Amphoteric
નિષ્કર્ષણ	Extraction
વિદ્યુતવિભાજન	Electrolysis
રૂપેરી શ્વેત	Shining white
મિશ્રધાતુ	Alloy
રક્ષક પડદો	Protective membrane
લેસાઇન કસોટી	Lassigne test
તનનીય	Ductile
ટીપનીય	Malleable
દબનીય	Compressible
પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ	Quantitative Analysis
દ્રાવ્યતા	Solubility
અલ્પદ્રાવ્ય	Sparingly soluble
ભેજ	Moisture
દ્વિઅણુ	Dimer
એકાકી અણુ	Monomer
બહુલક (બહુઆણ્વિય)	Polymer
પરિબળ	Factor
નિલંબન	Suspension
શૂન્યાવકાશ નળી	Vacuum tube
રેડિયોચિકિત્સા	Radiotherapy
ડેકાહાઇડ્રેટ	Decahydrate
સ્ફટિકજળ	Water of crystalli sation
કઠિન પાણી	Hard water
નરમ પાણી	Soft water
કઠિનતા	Hardness
ધોવાના સોડા	Washing soda
(સોડિયમ કાર્બોનેટ)	(Sodium carbonate)
ખાવાના સોડા	Baking powder
(સોડિયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ)	(Sodium hydrogen carbonate)
સોડિયમ બાયકાર્બોનેટ	Sodium bicarbonate
સ્વચ્છીકરણ	Cleansing
પ્રક્રિયક	Reagent
સંરસ	Amalgam
ઔદ્યોગિક ઉત્પાદન	Industrial production
પારભાસક	Translucent
પારદર્શક	Transparent
અપારદર્શક	Opaque
ઉષ્માશોષક	Endothermic
ઉષ્માક્ષેપક	Exothermic
શુદ્ધીકરણ	Refining
કાપડને સુંવાળું બનાવવું	Mercerization
નામકરણ	Nomenculature
ચરબી	Fat
તેલ	Oil
સંતૃપ્ત	Saturated
પ્રક્રમ	Process
મંદ ચેપનાશક	Mild antiseptic
આંતરાલીય	Intersititial
જ્ઞાનતંતુ સંદેશાવહન	Nerve signal transmission
શર્કરા	Sugar
વહન	Transport
કોષપટલ	Cell wall
પસાર થવું	Penetrate
ઉત્સેચક	Enzyme
સક્રિયકૃત	Activated
ક્રિયાવિધિ	Mechanism
રક્તકણો	Red Blood cell
પ્રવણતા	Degradation
વિભેદનીય	Discriminative
કળીચૂનો, ક્વીકલાઇમ	Quick lime
(કેલ્શિયમ ઓક્સાઇડ)	(Calcium oxide)
ચૂનાનો પથ્થર લાઇમસ્ટોન	Limestone
ફોડેલો ચૂનો, ભીંજવેલો ચૂનો, સ્લેકડ લાઇમ	Slaked lime
પુરોગામી દિશા	Forward direction
પાઉડર	Powder
ચૂનાનું ફૂટવું	Slaking of lime
આવરણ	Cover

ચૂનાનું પાણી	Lime water	હવાચુસ્ત	Airtight
વિઘટન	Decomposition	માટી	Clay
ઘર્ષક	Abrassive	સિમેન્ટ ક્લિન્કર	Cement clinker
ફિલર	Filler	ભઠ્ઠી	Furnace
ચિરોડી જિપ્સમ	Gypsum	મોડ્યુલ	Module
અર્ધહાઇડ્રેટ	Hemihydrate, Semi-hydrate	પુનઃગોઠવણી	Rearrangement
મૃત બળેલ પ્લાસ્ટર	Dead burnt plaster	રિઇન્ફોર્સ્ડ સિમેન્ટ કોન્ક્રીટ	RCC - Reinforced cement concrete
સિમેન્ટનો જામી જવાનો ગુણધર્મ	Setting property of cement	વર્ણક	Pigment
ચોકઠાં	Casts	રોજિંદી	Daily
ફટકડી	Alum	એક્તા	Integrity
		પુનઃનિક્ષેપન	Redeposition

એકમ 7
કાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનના પાયાના સિદ્ધાંતો

ચતુઃસંયોજકતા	Teravalency	ચલરૂપકતા	Tautomerisum
સંકરણ	Hybridisation	ઉપશાખા	Sub branch
સંકૃત	Hybrid	સસ્પંદન	Resonance
સમાનધર્મી શ્રેણી	Homologous series	પ્રેરક અસર	Inductive effect
સમતલ ત્રિકોણીય	Planar trigonal	સમવિભાજન	Homolytic fission
રેખીય	Linear	વિષમવિભાજન	Heterolytic fission
ક્રિયાશીલ સમૂહ	Functional group	ઇલેક્ટ્રોન અનુરાગી	Electrophile
શૃંખલા	Chain	કેન્દ્ર અનુરાગી	Nucleophile
શૃંખલા સમઘટકતા	Skeleton or chain isomerism	વિસ્થાપન પ્રક્રિયા	Substitution reaction
સ્થાન સમઘટકતા	Position isomerism	વિલોપન પ્રક્રિયા	Elimination reaction
નામકરણ	Nomenclature	પુનર્વિન્યાસ પ્રક્રિયા	Rearrangement reaction

સિમેસ્ટર 2

એકમ 1
રાસાયણિક બંધન અને આણ્વિય રચના

રાસાયણિક બંધન	Chemical bonding	આકર્ષણબળ	Attraction force
આણ્વિય રચના	Molecular structure	અભિગમ	Approach
નિષ્ક્રિય વાયુ	Inert gas	સંયોજકતા બંધનવાદ	Valence bond theory

આણ્વિય કક્ષકવાદ	Molecular orbital theory
કર્નલ	Kernel
સમઘન	Cube
અષ્ટક	Octet
સ્થાયી	Stable
ભાગીદારી	Sharing
સંજ્ઞા	Symbol
બાહ્યતમ કોશ	Outermost shell
આંતરિક કોશ	Inner shell
રક્ષિત	Shielded
સમૂહ	Group
વિદ્યુતઋણમય	Electronegative
વિદ્યુતધનમય	Electropositive
ઇલેક્ટ્રૉનીય રચના	Electronic confi-guration
આયનીય બંધ	Ionic bond
વિદ્યુતસંયોજકતા	Electrovalency
ધનાયન	Positive ion-cation
ઋણાયન	Negative ion-anion
સહસંયોજક બંધ	Covalent bond
બંધલંબાઈ	Bond length
બંધકોણ	Bond angle
બંધ ઊર્જા	Bond energy
બંધ એન્થાલ્પી	Bond enthalpy
બંધ ક્રમાંક	Bond order
બોર્ન હેબરચક્ર	Born-Haber cycle
પરિબળ	Factor
ઇલેક્ટ્રૉનપ્રાપ્તિ	Electron gain
ઉષ્માશોષક	Endothermic
ઉષ્માક્ષેપક	Exothermic
વિદ્યુતઋણતા	Electronegativity
ત્રિપરિમાણીય	Three dimensional
સ્ફટિક લેટાઇસ	Crystal Lattice
સમાન	Similar
એકલબંધ	Single bond
દ્વિબંધ	Double bond
ત્રિબંધ	Triple bond
ચોકડી-બિંદુ નિરૂપણ	Cross-dot representation
બંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ	Bonding pair of electrons
અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉનયુગ્મ	Non bonding pair of electrons, Lone pair of electrons
આકાર	Shape
અપવાદ	Exception
ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ	Polar covalent bond
અધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ	Non polar covalent bond
ઊર્ધ્વપાતન	Sublimation
આયનીકરણ	Ionisation
દ્વિપરમાણ્વિય	Diatomic
તબક્કા	Steps
સર્જન એન્થાલ્પી	Formation enthalpy, Enthalpy of formation
ભૌમિતિક રચના	Geometrical shape
સંકરણ	Hybridisation
રેખીય	Linear
સમતલીય સમત્રિકોણીય	Planar trigonal
સમચતુષ્ફલકીય	Tetrahedral
ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડ	Trigonal bipyramid
અષ્ટફલકીય	Octahedral
વળેલો	Bent
ચિચૂડો	See saw
આકર્ષણ	Attraction
અપાકર્ષણ	Repulsion
ઉત્તેજિત અવસ્થા	Excited state
બંધની ધ્રુવીયતા	Polarity of bond
સ્વભાવ	Nature
દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા	Dipole moment
ક્વૉન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર	Quantum mechanics
ભ્રમણ	Spin
સંમિશ્રણ	Overlapping
સંકરણ	Hybridisation

અર્ધપૂર્ણ કક્ષક	Half filled orbital
સ્થિતિ ઊર્જા	Potential energy
અભિધારણા	Assumption
માત્રા	Magnitude
વિષમકેન્દ્રીય	Heteronuclear
સમકેન્દ્રીય	Homonuclear
સંમિતીય ગોળાકાર	Symmetrially spherical
સંભાવના વિતરણ	Probability distribution
એકકેન્દ્રીય	Monocentric
બહુકેન્દ્રીય	Polycentric
પરમાણુકક્ષકોનું રેખીય સંગઠન	Linear Combination of Atomic Orbitals (LCAO)
સ્વીકાર્ય તરંગ-વિધેય	Acceptable wave function
બંધકારક આણ્વિય કક્ષક	Bonding Molecular Orbital (BMO)
બંધપ્રતિકારક આણ્વિય કક્ષક	Antibonding Molecular Orbital (ABMO)
નળાકાર સમમિતિ	Cylindrical symmetry
નોડલ સમતલ	Nodal plane
સાપેક્ષ શક્તિ	Relative energy
અનુચુંબકીય	Paramagnetic
પ્રતિચુંબકીય	Diamagnetic
ઊર્જાસ્તર આરેખ	Energy level diagram
અણુઓની સંપર્કસપાટી	Contact surface of molecules
હાઇડ્રોજન બંધ	Hydrogen bond
આંતઃઆણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ	Intramoleculer hydrogen bond
આંતર આણ્વિય હાઇડ્રોજન બંધ	Intermolecular hydrogen bond
ગલનબિંદુ	Melting point
ઉત્કલનબિંદુ	Boling point
ઘનતા	Density
મહત્તમ	Maximum
અવસ્થા	State
ધાત્વિક બંધ	Metallic bond
ખ્યાલ	Concept
વિસ્થાનીકૃત	Delocalised
સ્થાનીકૃત	Localised
ઇલેક્ટ્રોન સમુદ્ર નમૂનો	Electron sea model
સવર્ગ સહસંયોજક બંધ	Co-ordinate convalent bond

એકમ 2
દ્રવ્ય-અવસ્થા : વાયુ અને પ્રવાહી

આંતર આણ્વિય બળો	Intermolecular forces
પારસ્પરિક ક્રિયા	Interaction
ઉષ્મીય ઊર્જા	Thermal energy
આદર્શ વર્તણૂક	Ideal behaviour
અપાકર્ષણબળ	Repulsion force
વિક્ષેપન બળ	Dispersion force
દ્વિધ્રુવીય-દ્વિધ્રુવીય બળ	Dipole-dipole force
દ્વિધ્રુવીય પ્રેરિત-દ્વિધ્રુવીય બળ	Dipole induced-dipole force
ઉષ્મીય ગતિ	Thermal motion
નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાન	Absolute zero temperature
પૃથક્કરણ	Analysis
મોલરકદ	Molar volume
આદર્શ વાયુ	Ideal gas
વાસ્તવિક વાયુ	Real gas
કાર્યશક્તિ	Work energy
વિચલન	Deviation
પૂર્વધારણા	Assumption
સરેરાશ ગતિ	Average velocity
ક્રાંતિક તાપમાન	Critical temperature

ક્રાંતિક દબાણ	Critical pressure
ક્રાંતિક કદ	Critical volume
ક્રાંતિક અચળાંક	Critical constant
સમતાપી વક્ર	Isothermal curve
ગતિની વહેંચણી	Distribution of speed
અણુઓનો અંશ	Fraction of molecules
વહેંચણી વક્ર	Distribution curve
મહત્તમ સંભાવ્યગતિ	Most probable speed
સરેરાશ વર્ગમૂળ ગતિ	Root mean square speed
આંશિક દબાણ	Partial pressure
પ્રસરણ	Diffusion
સમસ્થાનિક	Isotope
અધિતર્ક	Hypothesis
આણ્વિય દળ	Molar mass
આણ્વિય કદ	Molar volume
વહનશીલતા	Fluidity
અસંકોચન	Non compressibilty
બાષ્પીભવન	Evaporation
પૃષ્ઠતાણ	Surface tension
સ્નિગ્ધતા	Viscosity

એકમ 3
ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર

ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર	Thermodynamics
પ્રણાલી	System
પર્યાવરણ	Surrounding
નિરાળી પ્રણાલી	Isolated system
સમતાપી પ્રક્રમ	Isothermal process
સમોષ્મી પ્રક્રમ	Adiabatic process
સમદાબી પ્રક્રમ	Isobaric process
માત્રાત્મક	Extensive
વિશિષ્ટ	Intensive
આંતરિક ઊર્જા	Internal energy
અવસ્થા વિધેય	State Function
એન્થાલ્પી	Enthalpy
સંજ્ઞારૂપ	Symbolic
ગાણિતીય	Mathematical
વિદ્યુતીયકાર્ય	Electrical work
યાંત્રિકીય કાર્ય	Mechanical work
ઉષ્માવાહક	Diathermic
ઉપયોગિતા	Applications
મર્યાદાઓ	Limitations
લાક્ષણિકતા	Characteristic
આપમેળે (સ્વયંભૂ) થતી	Spontaneous
એન્ટ્રોપી	Entropy
નિર્દેશાંકો	Co-ordinates
પ્રારંભિક અવસ્થા	Initial state
અંતિમ અવસ્થા	Final state
બાષ્પાયન	Vapourisation
ગલન	Fusion
ઊર્ધ્વપાતન	Sublimation
મુક્ત ઊર્જા	Free energy
શૂન્યાવકાશ	Vacuum
આદર્શવાયુ	Ideal gas
ઉષ્માક્ષમતા	Heat capacity
વિશિષ્ટ ઉષ્મા	Specific heat
મોલર ઉષ્મા	Molar heat
પ્રક્રિયા ઉષ્મા	Heat of Reaction
સર્જન ઉષ્મા	Heat of formation
દહન ઉષ્મા	Heat of combustion
ઉષ્મા સંકલન	Heat summation

એકમ 4
સંતુલન

સંતુલન	Equilibrium
રાસાયણિક સંતુલન	Chemical equilibrium
ભૌતિક સંતુલન	Physical equilibrium
પ્રક્રમ	Process
બંધ પ્રણાલી	Closed system
રૂપાંતરણ	Transformation
ગતિશીલ સ્વભાવ	Dynamic nature
પરિવર્તન	Conversion
સ્થિર અવસ્થા	Steady state
પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા	Reversible reaction
પુરોગામી	Forward
પ્રતિગામી	Reverse
સંતુલન મિશ્રણ	Equilibrium mixture
સંતુલન અવસ્થા	Equilibrium state
વિઘટન પ્રક્રિયા	Decomposition reaction
સ્થાયી	Static
સ્વભાવ	Nature
બાષ્પીભવન	Evaporation, vapourisation
ઉષ્માનો વિનિમય	Exchange of heat
અચળ	Constant
બાષ્પદબાણ	Vapour pressure
વિલયન	Dissolution
સંતૃપ્ત દ્રાવણ	Saturated Solution
ઊર્ધ્વપાતન	Sublimation
બાષ્પ	Vapour
જથ્થો	Quantity
ગલનબિંદુ	Melting point
લાક્ષણિકતા	Characteristic
પરિબળ	Factor
રાશિ	Quantity
વેગ	Velocity
અંતરાલ	Interval
સંશ્લેષણ	Synthesis
વિસ્થાપન	Displacement
પરિમાપન	Measurement
દળ સ્પેક્ટ્રોમીટર	Mass spectrometer
રેડિયો સમસ્થાનિક	Radio isotope
રંગની તીવ્રતા	Intensity of colour
સંતુલન અચળાંક	Equilibrium constant
રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ	Law of chemical eqilibrium
પ્રતિવર્તી	Reversible
સક્રિય દળ અથવા સક્રિય જથ્થો	Active mass
તત્ત્વયોગમિતીય	Stoichiometric
ગુણાંક	Coefficient
પ્રતીપ / વ્યસ્ત	Inverse
એકમ	Unit
વિભાગીય આંશિક દબાણ	Partial pressure
સંબંધ	Relation
વાતાવરણ	Atmosphere
સંતુલનના પ્રકાર	Types of equilibrium
સમાંગ સંતુલન	Homogeneous equilibrium

વિષમાંગ સંતુલન	Heterogeneous equilibrium
કલા	Phase
જળવિભાજન	Hydrolysis
એસ્ટરીકરણ	Esterification
સાંદ્રતા	Concentration
ઉષ્મીય વિઘટન	Thermal decomposition
દ્વિઘાત સમીકરણ	Quadratic equation
અનુપ્રયોગ	Application
પ્રાક્કથન	Prediction
પૂર્ણતા	Completeness
ભાગફળ	Quotient
પ્રક્રિયક	Reactant
નીપજ	Product
શરૂઆતની સાંદ્રતા	Initial concentration
સંતુલન સાંદ્રતા	Equilibrium concentration
મૂલ્ય	Value
ગિબ્સ મુક્ત ઊર્જા	Gibbs' free energy
રાસાયણિક ગતિકી	Chemical kinetics
ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર	Thermodynamics
સ્વયંસ્ફુરિત, આપમેળે	Spontaneous
પ્રતિઘાતાંક	Antilogarithm
વધારો	Increase
ઘટાડો	Decrease
ન્યૂનતમ	Minimum
ન્યૂનતમ કરવું	Minimise
આયનીય સંતુલન	Ionic equilibrium
વાયુમય	Gaseous
લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત	Le Chatelier's principle

નિષ્ક્રિય વાયુ	Inert gas
ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા	Exothermic reaction
ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા	Endothermic reaction
સમાધાન રૂપે	Compromising
ઉદ્દીપક	Catalyst
ભૂકો	Powder
સંયોગીકરણ	Combination
પાત્ર	Vessel
વિદ્યુતપ્રવાહ	Electric current
વહન	Conduction
વિદ્યુતવિભાજ્ય	Electrolyte
વિદ્યુત અવિભાજ્ય	Non electrolyte
આયનીકરણ	Ionisation
વિયોજન	Dissociation
સંયોજન	Compound
વિયોજિત	Dissociated
અવિયોજિત	Undissociated
સંપૂર્ણ આયનીકરણ	Complete ionisation
અપૂર્ણ આયનીકરણ	Incomplete ionisation
પ્રબળ	Strong
નિર્બળ	Weak
ક્ષાર	Salt
સરકો	Vinegar
ખાટા	Sour
વ્યાખ્યા	Definition
પદાર્થ	Substance
કડવા-તૂરા	Bitter
સંક્રિયાત્મક	Operational
સંકલ્પનીય	Conceptual
ઘન અવસ્થા	Solid state
પિગલિત	Melted, molten

અંશતઃ	Partial
જલીયકરણ	Hydration
નિર્જળીકરણ	Dehydration
સંકલ્પના	Concept
સર્વવ્યાપી	Universal
પ્રોટોનગ્રાહી, પ્રોટોનયાચક	Proton acceptor
પ્રોટોનદાતા	Proton donor
પ્રોટોન હેરફેર	Proton transfer
ઇલેક્ટ્રોનયુગ્મ	Electron pair
સંયુગ્મ એસિડ	Conjugate acid
સંયુગ્મ બેઇઝ	Conjugate base
ઇલેક્ટ્રોન ઊણપવાળા	Electron deficient
જૈવ રાસાયણિક	Biochemical
પ્રબળતા	Strength
માત્રા	Magnitude
પાણીનો આયનીય ગુણાકાર	Ionic product of water
ઉભયગુણધર્મી	Amphoteric
વિયોજન અચળાંક	Dissociation constant
ગુણોત્તર	Ratio
pH-માપક્રમ	pH- scale
સક્રિયતા	Activity
યુનિવર્સલ સૂચક	Universal indicator
આયનીકરણ અચળાંક	Ionisation constant
પ્રવૃત્તિ	Activity
કુલ પ્રક્રિયા	Net reaction
દ્વિબેઝિક, દ્વિપ્રોટિક	Diabasic, diprotic
બહુપ્રોટિક	Polybasic, polyprotic
વિદ્યુતઋણતા	Electronegativity
એસિડિકતા	Acidity
બેઝિકતા	Basicity

આવર્તકોષ્ટક	Periodic table
ધ્રુવીય સ્વભાવ	Polar nature
અધ્રુવીય સ્વભાવ	Non polar nature
સમૂહ	Group
આવર્ત	Period
સમાન આયનની અસર	Effect of common ion
નહિવત્	Negligible
જલીય દ્રાવણ	Aqueous solution
બફર દ્રાવણો	Buffer solutions
દ્રવ	Fluid
સૌંદર્ય પ્રસાધન	Cosmetics
વૈશ્લેષિક રસાયણ	Analytical chemistry
અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર	Sparingly soluble salt
અદ્રાવ્ય	Insoluble
બિનઆયનીય	Non ionic
લેટિસ એન્થાલ્પી	Lattice enthalpy
જલીયકરણ એન્થાલ્પી	Enthalpy of hydration
ધ્રુવીય પદાર્થ	Polar substance
અધ્રુવીય પદાર્થ	Nonpolar substance
દ્રાવક	Solvent
દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક	Solubility product constant
આણ્વિય દળ	Molecular mass
ઉપયોગિતા	Utility-Uses
અવક્ષેપન	Precipitation
અવક્ષિપ્ત	Precipitated
ઘટક	Component
મિશ્રણ	Mixture
કસોટી, પરીક્ષણ	Test, Examination
અધિક પ્રમાણ	Excess

એકમ 5
p – વિભાગનાં કેટલાંક તત્ત્વો–I

સંયોજકતા કક્ષક	Valence shell	નિયંત્રણ સળિયા	Controlling rod
વિદ્યુતઋણમયતા, વિદ્યુતઋણતા	Eletronegativity	સંયોજિત પદાર્થ	Composite material
ઓક્સિડેશનકર્તા	Oxidising agent	ચેપનાશક	Antiseptic
નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર	Inert pair effect	તનનસામર્થ્ય	Tensile strength
પૃથ્વીનો પોપડો	Earth crust	સૂક્ષ્મમાત્રિક	Trace
પરમાણ્વિય ત્રિજ્યા	Atomic radius	ધૂમ્રમેશ	Flue dust
આયનીય ત્રિજ્યા	Ionic radius	પિંજર	Cage
નિયમિત વલણ	Regular trend	ઝૂલતા બંધ	Dangling bond
ઓક્સિડેશન-અવસ્થા	Oxidation state	કૃમિ	Antihookworm
પ્રતિક્રિયાત્મકતા	Reactivity	સૂતર	Yarn
બહુલક	Polymer	જંતુનાશક	Insecticide
ચતુષ્ફલકીય સંકીર્ણ	Tetrahedral complex	ઝારણકામ	Welding
અષ્ટફલકીય સંકીર્ણ	Octahedral complex	પ્રકાશસંશ્લેષણ	Photosynthesis
દ્વિક્ષાર	Double salt	દાબવૈદ્યુત સ્ફટિક	Piezo electrical crystal
અનિયમિતતા	Anomalous	સ્ફટિક આંદોલક	Crystal oscillator
કઠિનતા	Hardness	પ્રકાશીય ઉપકરણો	Optical component
અસ્ફટિકમય	Amorphous	સુકવણીકારક	Drying agent
સ્ફટિકમય	Crystalline	જલાભેદ	Waterproof
અપરરૂપતા	Allotropy	ફીણ અવરોધક	Antifoaming agent
ઔષધીય સાબુ	Medicinal soap	આણ્વીય ચારણી	Molecular sieve
સંરક્ષક	Preservative	સંશ્લેષિત વાયુ	Synthetic gas
રક્ષણાત્મક આવરણ	Protective shield	ઉત્પાદક વાયુ	Producer gas
		અપરરૂપ	Allotrope

એકમ 6
હાઈડ્રોકાર્બન

વર્ણકો, રંગકો	Dyes, Paints	પ્રાથમિક	Primary
નિર્જલીકરણ	Dehydration	દ્વિતીયક	Secondary
અસંતૃપ્ત	Unsaturated	તૃતીયક	Tertiary

ચતુર્થક	Quaternary	ક્રિયાશીલ સમૂહ	Functional group
ઉદ્દીપક	Catalyst	નિર્દેશક અસર	Directing influence
વિદ્યુતઋણતા	Electronegativity	કેન્દ્રાનુરાગી પ્રક્રિયક	Nucleophilic reagent
ધ્રુવીય	Polar	ઇલેક્ટ્રોન અનુરાગી પ્રક્રિયક	Electrophilic reagent
વરાળ	Vapour	વિસ્થાપન	Substitution
ભૌતિક ગુણધર્મો	Physical properties	નામકરણ	Nomenclature
ઉત્કલનબિંદુ	Boiling point	સમઘટકતા	Isomerism
ગલનબિંદુ	Melting point	સમાનધર્મી શ્રેણી	Homologus series
મુક્તમૂલક	Free radical	પ્રેરક અસર	Inductive effect
લાક્ષણિકતા	Characteristic	યોગશીલ	Addition
બંધલંબાઈ	Bond length	વિલોપન	Elimination
પ્રત્યય	Suffix	પુનર્વિન્યાસ	Rearrangement
પૂર્વગ	Prefix	વાસ	Odour
રાસાયણિક ગુણધર્મો	Chemical properties	સુગંધ	Fragrance
અસંમિત (અસમમિત)	Asymmetric	ગુણાત્મક	Qualitative
બંધારણીય સૂત્ર	Structural formula	માત્રાત્મક	Quantitative
		બહુલીકરણ	Polymerisation

એકમ 7
પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન

પર્યાવરણ	Environment	ધુમ્મસ	Mist
પર્યાવરણીય રસાયણવિજ્ઞાન	Environmental chemistry	ધૂમ	Fumes
વૈશ્લેષિક રસાયણવિજ્ઞાન	Analytical chemistry	ધુમાડો	Smoke
પ્રદૂષણ	Pollution	ધૂમ્રધુમ્મસ	Smog
પ્રદૂષક	Pollutant	કેન્સરજન્ય પદાર્થો	Carcinogens
મૃદાવરણ	Lithosphere	એસિડવર્ષા	Acid rain
જલાવરણ	Hydrosphere	પ્રકાશસંશ્લેષણ	Photosynthesis
વાતાવરણ	Atmosphere	પુનઃપ્રાપ્ય ઊર્જાસ્રોતો	Renewable energy sources
સમતાપ આવરણ	Stratosphere	ધોવાણ	Erosion
ક્ષોભઆવરણ	Troposphere	જીવસહિત	Viable
ધૂળ	Dust	જીવરહિત	Non-viable

પારંપરિક ધુમ્રધુમ્મસ	Classical smog	જંતુનાશક	Insecticide
પ્રકાશ રાસાયણિક ધુમ્રધુમ્મસ	Photochemical smog	નીંદણનાશક	Herbicide
ક્ષયન	Depletion	ફૂગનાશક	Fungicide
ભારે કચરો	Sediments	જૈવ વિઘટનીય	Biodegradable
સૂક્ષ્મજીવો	Microorganisms	જૈવ અવિઘટનીય	Non biodegradable
કુલ દ્રાવ્ય પદાર્થો	Total Dissolved Solids	પુનઃચક્રણ	Recycling
ગાળણ	Filtration	છાણિયું ખાતર	Farm yard manure
પ્રતિપરાસરણ	Reverse osmosis	જૈવરાસાયણિક ઓક્સિજન જરૂરિયાત	Biochemical Oxygen Demand
શુદ્ધીકરણ	Purification	રાસાયણિક ઓક્સિજન જરૂરિયાત	Chemical Oxygen Demand
જમીન	Soil	હરિયાળું રસાયણવિજ્ઞાન	Green chemistry
કીટનાશક	Pesticide		

• • •