દ્રવ્યની અવસ્થાઓ (States of Matter)

હેતુઓ :

આ એકમનાં અભ્યાસ પછી તમે...

- દ્રવ્યની જુદી જુદી અવસ્થાઓને કણોના આંતરઆણ્વીય બળો અને ઉષ્મીય (thermal) ઊર્જા વચ્ચેના સંતુલનના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.
- આદર્શ વાયુઓની વર્તણૂકને નિયંત્રિત (governing) કરતાં નિયમો સમજાવી શકશો.
- જુદી જુદી સાચી જીવન પરિસ્થિતિમાં પણ વાયુના નિયમો લાગી પાડી શકશો.
- વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક સમજાવી શકશો.
- વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે જરૂરી શરતોને વર્ણવી શકશો.
- વાયુમય અવસ્થા અને પ્રવાહી અવસ્થા વચ્ચે સાતત્ય (continuity) છે તેમ સમજી શકશો.
- વાયુમય અવસ્થા અને બાષ્પ વચ્ચે તફાવત કરી શકશો.
- પ્રવાહીઓના ગુણધર્મોને આંતરઆણ્વીય આકર્ષણના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.

"ધરતીમાના ખોળામાં સુંવાળા હિમકણ પડે છે, જે લાંબો સમય રહી શકતા નથી. સૂર્ય આવીને તેને બાષ્પ બનાવે છે અને પહાડી ઢોળાવો પર વહેતા ઝરણાને પાણી સ્વરૂપે પરત આપી દે છે."

– રોડ ઓ' કોનાર (Rod O' Connor)

પ્રસ્તાવના

અગાઉના એકમોમાં આપણે દ્રવ્યના એકાકી કણો સાથે સંકળાયેલ ગુણધર્મો જેવાં કે પરમાણ્વીય કદ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઈલેક્ટ્રૉન ભારઘનતા, આણ્વીય આકાર અને ધ્રુવીયતા વગેરે વિશે જાણ્યું. રાસાયણિક પ્રણાલીઓની અવલોકનીય ખાસિયતોમાંની મોટા ભાગની સાથે આપણે પરિચિત છીએ. તે દ્રવ્યના જથ્થાત્મક (સ્થૂળ) ગુણધર્મો દર્શાવે છે. એટલે કે આ ગુણધર્મો પરમાણુ, આયન અને અણુઓની મોટી સંખ્યામાંના સંગ્રહ સાથે સંકળાયેલ છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રવાહીનો એકાકી અણુ ઉકળતો નથી, પરંતુ તેનો જથ્થો ઉકળે છે. એકત્રિત પાણીના અણુઓ ભીંજવવાનો ગુણધર્મ ધરાવે છે, એકાકી અણુ ભીંજવતો નથી. પાણી ઘન તરીકે બરફ, પ્રવાહી તરીકે પાણી અને વાયુમય અવસ્થામાં પાણીની બાષ્પ અથવા વરાળ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બરફ, પાણી અને વરાળના ભૌતિક ગુણધર્મો ખૂબ અલગ છે. પાણીની ત્રણેય અવસ્થાઓમાં પાણીના રાસાયણિક સંઘટન સરખા રહે છે. એટલે કે H_2O. ત્રણેય અવસ્થાઓની લાક્ષણિકતા અણુઓની ઊર્જા અને કઈ રીતે પાણીના અણુઓ સંયુક્ત (aggregate) થયા છે તે પર આધાર રાખે છે. બીજા પદાર્થો માટે પણ આ જ પ્રમાણે સાચું છે.

પદાર્થના રાસાયણિક ગુણધર્મો તેમની ભૌતિક અવસ્થા બદલાતાં છતાં બદલાતા નથી પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયાના દર (વેગ) તેમની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે. ઘણી વખતે કેટલીક ગણતરીઓમાં જ્યારે તેમની પ્રાયોગિક માહિતીનો ઉપયોગ કરીએ છીએ ત્યારે દ્રવ્યની અવસ્થાનું જ્ઞાન જરૂરી બને છે. આથી રસાયણશાસ્ત્રી માટે જરૂરી બને છે કે જુદી જુદી અવસ્થામાં દ્રવ્યની વર્તણૂકને નિયંત્રણ કરતા ભૌતિક નિયમો જાણવા જોઈએ. આ એકમમાં

આપણે દ્રવ્યની ત્રણેય ભૌતિક અવસ્થાઓમાંથી પ્રવાહી અને વાયુ અવસ્થા માટે અભ્યાસ કરીશું. શરૂઆત કરીએ તો આંતરઆણ્વીય બળોનો સ્વભાવ, આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાઓ અને કણની ગતિ પર ઉષ્મા ઊર્જાની અસર વિશે જાણવું જરૂરી બને છે. કારણ કે આ બધા વચ્ચેનું સમતોલન પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરે છે.

5.1 આંતરઆણ્વીય બળો (Intermolecular Forces)

આંતરઆણ્વીય બળો પારસ્પરિક ક્રિયા કરતાં કણો (પરમાણુઓ અને અણુઓ) વચ્ચેના આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો છે. આ પર્યાયમાં સ્થિરવિદ્યુતીય બળો જે બે વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભવે છે તે અને અણુના પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જકડી રાખતા બળો એટલે કે સહસંયોજક બળોનો સમાવેશ થતો નથી.

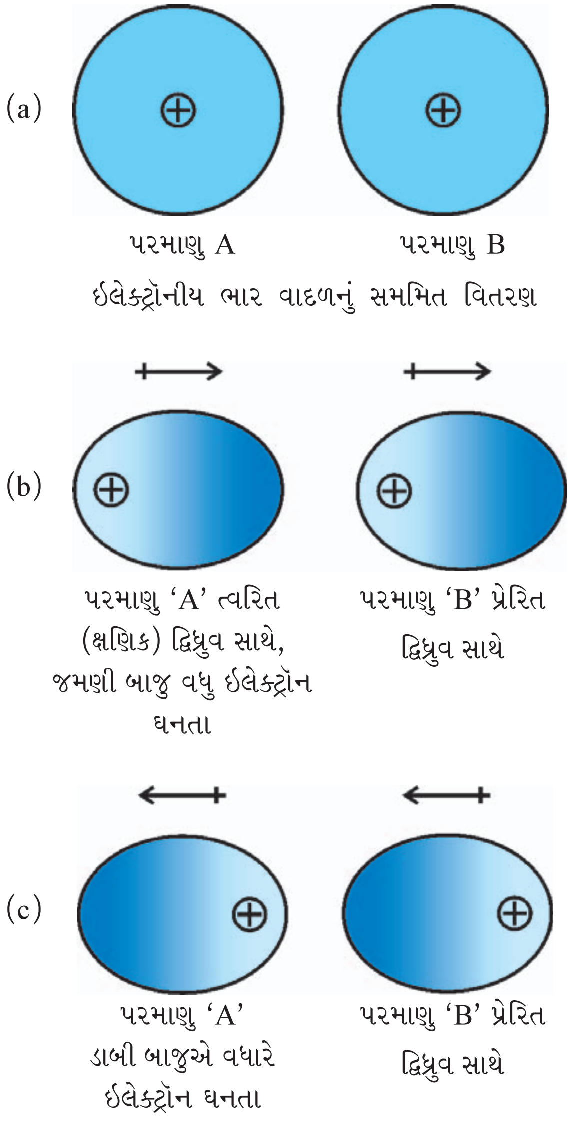
આકર્ષી આંતરઆણ્વીય બળો જે **વાન્ ડર વાલ્સ (van der Waals) બળો** તરીકે ઓળખાય છે તે ડચ વૈજ્ઞાનિક જોહાનીસ વાન્ ડર વાલ્સ (Johannes van der Waals) (1837-1923)ના માનમાં કહેવાય છે. વાન્ ડર વાલ્સે આ બળો મારફતે વાસ્તવિક (real) વાયુઓનું આદર્શ વાયુઓથી વિચલન (deviation) સમજાવેલ છે. આપણે આ એકમમાં આના વિશે આગળ ઉપર સમજીશું. વાન્ ડર વાલ્સ બળોની માત્રા (magnitude) ગણનાપાત્ર છે અને તે વિસર્જન (dispersion) બળો અથવા લંડન બળો, દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ બળો અને દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત-દ્વિધ્રુવ બળોનો સમાવેશ કરે છે. વિશેષ કરીને દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા પ્રકારનો પ્રબળ બંધ હાઈડ્રોજન બંધ છે. **માત્ર કેટલાક તત્ત્વો હાઈડ્રોજન બંધ રચનામાં ભાગ લઈ શકે છે માટે તેમને અલગ વિભાગ (કૅટેગરી)માં લેવામાં આવે છે.** આપણે આ પારસ્પરિક ક્રિયા વિશે એકમ 4માં અભ્યાસ કર્યો છે.

આ તબક્કે એ જાણવું અગત્યનું છે કે આયન અને દ્વિધ્રુવ વચ્ચેના આકર્ષણ બળો આયન-દ્વિધ્રુવ બળો તરીકે ઓળખાય છે; જે વાન્ ડર વાલ્સ બળો નથી. આપણે હવે જુદા જુદા પ્રકારના વાન્ ડર વાલ્સ બળો વિશે શીખીશું.

5.1.1 વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો (Dispersion Forces or London Forces)

પરમાણુઓ અને અધ્રુવીય અણુઓ વિદ્યુતીય રીતે સમમિત હોય છે અને તેમને દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા હોતી નથી, કારણ કે તેમના ઇલેક્ટ્રૉનીય ભાર વાદળો સમમિત રીતે વહેંચાયેલા હોય છે, પરંતુ ક્ષણિક સમય માટે આવા પરમાણુઓ અને અણુઓમાં દ્વિધ્રુવીયતા વિકસી શકે છે. આ નીચે પ્રમાણે સમજી શકાય છે.

ધારો કે આપણી પાસે બે પરમાણુઓ ‘A’ અને ‘B’ એકબીજાની ખૂબ નજીક રહેલા છે (આકૃતિ 5.1(a)). એવું બની શકે કે ક્ષણિક સમય માટે બેમાંથી એક પરમાણુ માનો કે ‘A’ પરનો ઇલેક્ટ્રૉનીય ભાર વિતરણથી (distribution) અસમમિત બને છે એટલે કે ભાર વાદળ એક બાજુ પર બીજી બાજુ કરતાં વધારે હોય છે. (આકૃતિ 5.1(b) અને 5.1(c)). આને પરિણામે ખૂબ ઓછા સમય (ત્વરિત સમય) માટે પરમાણુ ‘A’ પર ધ્રુવીયતા વિકસે છે. આ ત્વરિત અથવા ક્ષણિક (transient) દ્વિધ્રુવીયતા બીજા પરમાણુ ‘B’ જે તેની નજીક છે તેના પરની વિદ્યુતઘનતાને વિકૃત કરે છે. આને પરિણામે પરમાણુ ‘B’માં દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે.

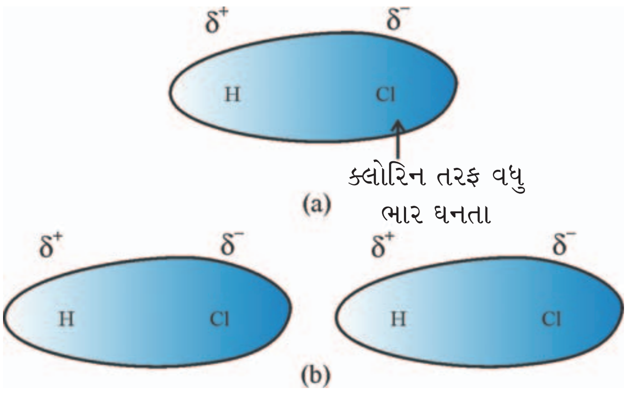


આકૃતિ 5.1 પરમાણુઓ વચ્ચે વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો

પરમાણુ 'A' અને પરમાણુ 'B'ની ક્ષણિક ધ્રુવીયતા એકબીજાને આકર્ષે છે. એ જ પ્રમાણે અણુઓમાં ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે. આ આકર્ષણ બળને સૌપ્રથમ વખત જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી ફ્રિટ્ઝ લંડને સૂચવેલા અને આ જ કારણે બે ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીય વચ્ચેના આકર્ષણ બળ **લંડન બળ** તરીકે ઓળખાય છે. આ બળનું બીજું નામ **વિસર્જન (dispersion) બળ** છે. આ બળો હંમેશાં આકર્ષણીય હોય છે અને પારસ્પરિક ઊર્જા બે પારસ્પરિક ક્રિયા કરતાં કણો વચ્ચેના અંતરના છઠ્ઠા ઘાતના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં છે (એટલે કે $1/r^6$ જ્યાં r બંને કણો વચ્ચેનું અંતર છે). આ બળો બહુ ઓછા અંતરે (~ 500 pm) અગત્યના છે અને તેમની માત્રા કણની ધ્રુવીભવનીયતા (polarisability) પર આધાર રાખે છે.

5.1.2 દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ બળો (Dipole-Dipole Forces)

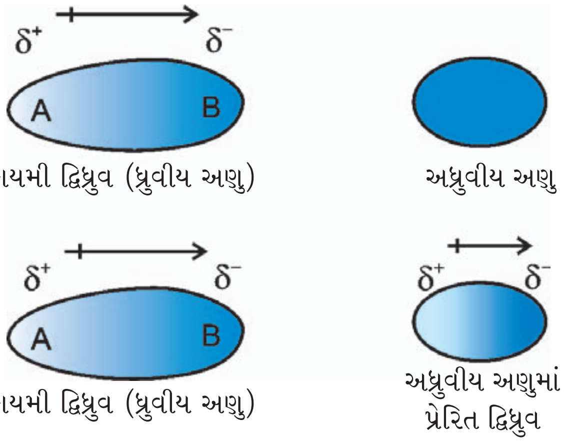
દ્વિધ્રુવ-દ્રિધ્રુવ બળો કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા અણુઓ વચ્ચે લાગુ પડે છે. દ્વિધ્રુવના છેડા 'આંશિક ભાર' ધરાવે છે અને આ ભારને ગ્રીક અક્ષર ડેલ્ટા (δ) વડે દર્શાવાય છે. આંશિક ભાર એકમ ઇલેક્ટ્રૉનીય ભાર (1.6×10^{-19} C) કરતાં હંમેશાં ઓછો હોય છે. ધ્રુવીય અણુઓ બાજુના અણુઓ સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે. આકૃતિ 5.2(a) હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડના દ્વિધ્રુવમાં ઇલેક્ટ્રૉન વાદળ વિતરણ દર્શાવે છે અને આકૃતિ 5.2(b) બે HCl અણુઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા દર્શાવે છે. આ પારસ્પરિક ક્રિયાના બળો લંડન બળો કરતાં વધુ પ્રબળ હોય છે. પરંતુ આયન-આયન પારસ્પરિક ક્રિયા કરતાં નિર્બળ હોય છે. કારણ કે માત્ર આંશિકભાર સંકળાયેલો હોય છે. દ્વિધ્રુવ વચ્ચેનું આકર્ષણબળ અંતર વધતાં ઘટે છે. ઉપર મુજબ અહીં પણ પારસ્પરિકક્રિયા ઊર્જા ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ બળો દ્વિધ્રુવ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. સ્થિર (stationary) ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચે (ઘનમાં હોય તેમ) દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^3$ને સમપ્રમાણ છે અને ઘૂમતા (rotating) ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^6$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેનું અંતર છે. દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા ઉપરાંત ધ્રુવીય અણુઓ લંડન બળો વડે પણ પારસ્પરિક ક્રિયા કરી શકે છે. આથી સંચયિત (cumulative) અસર એ છે કે ધ્રુવીય અણુઓમાં કુલ આંતરઆણ્વીય બળો વધે છે.



આકૃતિ 5.2 (a) HCl – ધ્રુવીય અણુમાં ઇલેક્ટ્રૉન વાદળ વિતરણ, (b) બે HCl અણુઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા

5.1.3 દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ બળો (Dipole-Induced Dipole Forces)

આ પ્રકારના બળો કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા ધ્રુવીય અણુઓ અને કાયમી દ્વિધ્રુવીયતાની ઊણપવાળા (lacking) અણુઓ વચ્ચે સક્રિય (operate) થાય છે. ધ્રુવીય અણુથી કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા વિદ્યુતીય તટસ્થ વાદળને વિકૃત કરીને દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત કરે છે (આકૃતિ 5.3). આમ બીજા અણુમાં પ્રેરિત ધ્રુવીયતા વિકસે છે. આ બાબતમાં પણ પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^6$ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r બે અણુઓ વચ્ચેનું અંતર છે. પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા અને વિદ્યુતીય તટસ્થ વચ્ચે ધ્રુવીભવનીયતા (polarisability) પર આધાર રાખે છે. આપણે એકમ 4માં શીખ્યા છીએ કે મોટા કદવાળા અણુઓ સહેલાઈથી ધ્રુવીભૂત કરી શકાય છે. ઊંચી ધ્રુવીભવનીયતા આકર્ષણીય પારસ્પરિક ક્રિયાની તાકાત વધારે છે.



આકૃતિ 5.3 કાયમી દ્વિધ્રુવ અને પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા

આ બાબતમાં વિસર્જન (dispersion) બળો અને દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે.

5.1.4 હાઇડ્રોજન બંધ (Hydrogen Bond)

વિભાગ 5.1માં જણાવ્યા પ્રમાણે આ દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયાની ખાસ બાબત છે. આપણે એકમ 4માં આના વિશે અભ્યાસ કર્યો છે. ઊંચા ધ્રુવીય બંધ જેવાં કે

N-H, O-H અથવા H-F બંધ હાજર હોય તેવા અણુઓમાં જોવા મળે છે. હાઇડ્રોજન બંધ N, O અને F પૂરતું મર્યાદિત ગણવામાં આવે છે છતાં Cl^- જેવી સ્પીસિઝ પણ હાઇડ્રોજન બંધનમાં ભાગ લે છે. હાઇડ્રોજન બંધની ઊર્જા 10 થી 100 kJ mol^{-1} જેટલી હોય છે. આ ઊર્જાનું સાર્થક પ્રમાણ છે માટે હાઇડ્રોજન બંધ ઘણા સંયોજનોની રચના અને ગુણધર્મો નક્કી કરવામાં શક્તિશાળી બળ છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો પ્રોટીન અને ન્યુક્લિક ઍસિડ. હાઇડ્રોજન બંધની પ્રબળતા વિદ્યુતઋણમય પરમાણુના અબંધકારક ઇલેક્ટ્રૉન યુગ્મ અને બીજા અણુના હાઇડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચેના કુલોમ્બિક બળો પરથી નક્કી કરવામાં આવે છે. નીચેની આકૃતિ હાઇડ્રોજન બંધની રચના દર્શાવે છે.

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

અત્યાર સુધી ચર્ચા કરેલા બધા જ આંતરઆણ્વીય બળો આકર્ષણ બળો છે. **અણુઓમાં એકબીજા પર અપાકર્ષણ બળો ક્રિયાશીલ (exert)** થાય છે, જ્યારે બે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવવામાં આવે છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રૉન વાદળ અને બે અણુના કેન્દ્રો વચ્ચેના અપાકર્ષણ બળો અસરકારક થવા માંડે છે. અણુઓને અલગ કરતાં અંતરમાં જો ઘટાડો થાય તો અપાકર્ષણ બળોની માત્રા વધુ ઝડપથી વધે છે. આ જ કારણને લીધે પ્રવાહી અને ઘનને દબાવવા મુશ્કેલ છે. આ અવસ્થામાં અણુઓ એકબીજાની નજીક સંપર્કમાં હોય છે. આથી તેઓ વધારે સંકોચનનો અવરોધ કરે છે અને તેને પરિણામે અપાકર્ષણ પારસ્પરિક ક્રિયા વધે છે.

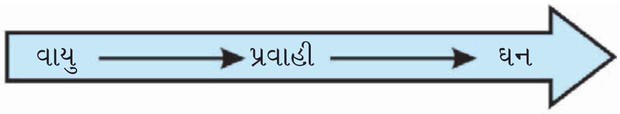
5.2 ઉષ્મીય ઊર્જા (Thermal Energy)

કોઈ પણ પદાર્થની ઉષ્મીય ઊર્જા તેના પરમાણુઓ કે અણુઓની ગતિમાંથી ઉદ્ભવે છે. તે પદાર્થના તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. તે દ્રવ્યના કણોની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનું માપ છે અને તેથી તે કણોની હેરફેર (movement) માટે જવાબદાર છે. કણોની આ હેરફેરને થર્મલ ગતિ કહે છે.

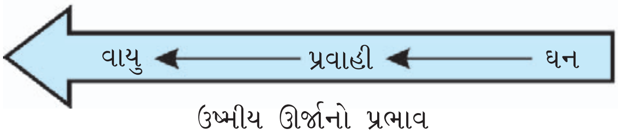
5.3 આંતરઆણ્વીય બળો વિરુદ્ધ ઉષ્મીય પારસ્પરિક ક્રિયાઓ (Intermolecular forces vs Thermal Interactions)

આપણે શીખી ગયા છીએ કે આંતરઆણ્વીય બળો અણુને ભેગા રાખવાનો પ્રયત્ન કરે છે, પરંતુ ઉષ્મીય ઊર્જા અણુઓને અલગ રાખવાની વૃત્તિ દર્શાવે છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓ આંતરઆણ્વીય બળો અને અણુઓની ઉષ્મીય ઊર્જા વચ્ચેના સમતોલનનું પરિણામ છે.

જ્યારે આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા નબળી હોય ત્યારે જો ઉષ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો, તાપમાનમાં ઘટાડો કરીને કરવામાં ન આવે તો અણુઓ એકબીજા સાથે વળગી રહીને પ્રવાહી કે ઘન બનાવતા નથી. વાયુઓનું માત્ર સંકોચન કરવાથી અણુઓ એકબીજાની વધુ નજીક આવે છે તો પણ અને આંતરઆણ્વીય બળો મહત્તમ બને છે, છતાં પણ પ્રવાહીકરણ થઈ શકતું નથી. જો અણુઓના તાપમાનમાં ઘટાડો કરીને ઉષ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો કરવામાં આવે તો વાયુઓનું સહેલાઈથી પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે. ઉષ્મીય ઊર્જાનો આગળ પડતો પ્રભાવ (predominance) અને ત્રણેય અવસ્થાઓમાં આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જાને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાનો પ્રભાવ



ઉષ્મીય ઊર્જાનો પ્રભાવ

દ્રવ્યની ત્રણેય અવસ્થાઓના અસ્તિત્વ માટેનું કારણ આપણે શીખી ગયા છીએ. હવે આપણે વાયુમય અને પ્રવાહી અવસ્થાઓ વિશે વધુ શીખીશું અને ત્રણેય અવસ્થામાં દ્રવ્યની વર્તણૂકને નિયંત્રિત કરતાં નિયમો વિશે પણ અભ્યાસ કરીશું. આપણે ઘન અવસ્થા વિશે ધોરણ 12માં શીખીશું.

5.4 વાયુમય અવસ્થા (Gaseous State)

આ દ્રવ્યની સૌથી સરળ અવસ્થા છે. આપણે જીવનપર્યંત હવાના મહાસાગરમાં ડૂબેલા રહીએ છીએ તે હવા વાયુઓનું મિશ્રણ છે. આપણે વાતાવરણના સૌથી નીચા સ્તરમાં આપણી જિંદગી વીતાવીએ છીએ. વાતાવરણ જેને ટ્રોપોસ્ફિયર કહે છે તે પૃથ્વીની સપાટી સાથે ગુરુત્વાકર્ષણ બળથી વીંટળાયેલ છે. વાતાવરણનું આ પાતળું સ્તર આપણી જિંદગી માટે અત્યાવશ્યક (vital) છે. તે આપણા માટે નુકસાનકારક વિકિરણો સામે ઢાલ તરીકે વર્તે છે અને તે ડાયઑક્સિજન, ડાયનાઇટ્રોજન, કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ, પાણીની બાષ્પ વગેરે ધરાવે છે.

આપણે હવે તાપમાન અને દબાણની સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં વાયુમય અવસ્થા ધરાવતા હોય તેવા પદાર્થોની વર્તણૂક પર

સમૂહ ક્રમાંક	1	15	16	17	18
	H				He
		N	O	F	Ne
				Cl	Ar
					Kr
					Xe
					Rn

આકૃતિ 5.4 અગિયાર તત્ત્વો જે વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

ધ્યાન કેન્દ્રિત કરીએ. આવર્તકોષ્ટક પર નજર કરશો તો જણાશે કે માત્ર અગિયાર તત્ત્વો જ સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

વાયુમય અવસ્થા નીચેના ગુણધર્મોને લીધે લાક્ષણિક છે.

- વાયુઓ ખૂબ જ સંકોચનીય (compressible) છે.
- વાયુઓ બધી જ દિશાઓમાં સરખું દબાણ ધરાવે છે.
- વાયુઓને ઘન અને પ્રવાહી કરતાં ઘણી ઓછી ઘનતા હોય છે.
- વાયુના કદ અને આકાર નિશ્ચિત નથી હોતાં. તેઓ ભરવામાં આવતા પાત્રના કદ અને આકાર પ્રાપ્ત કરે છે.
- વાયુઓ એકબીજામાં કોઈ પણ જાતની યાંત્રિક મદદ વગર એકસરખી રીતે અને બધા જ પ્રમાણમાં સંપૂર્ણપણે મિશ્ર થાય છે.

વાયુઓની સરળતાનું કારણ એ હકીકત છે કે તેમના અણુઓ વચ્ચેના પારસ્પરિક ક્રિયા બળો નગણ્ય (negligible) હોય છે. તેમની વર્તણૂક તેમના પ્રાયોગિક અભ્યાસના પરિણામો પરથી શોધાયેલા સમાન સામાન્ય નિયમોથી નિયંત્રિત થાય છે. આ નિયમો વાયુઓના માપન કરી શકાય તેવા ગુણધર્મો સાથે સંબંધિત છે. આમાંના કેટલાક ગુણધર્મો જેવાં કે દબાણ, કદ, તાપમાન અને દળ ઘણા અગત્યના છે કારણ કે આ ચલો (variables) વચ્ચેનો સંબંધ વાયુની અવસ્થાનું વર્ણન કરે છે. આ ચલોનો એકબીજા પર આધાર વાયુ નિયમોના સૂત્રણ (ઘડતર)(formulation) તરફ દોરે છે. આપણે આગળના વિભાગમાં વાયુ નિયમો વિશે શીખીશું.

5.5 વાયુ નિયમો (The Gas Laws)

આપણે હવે વાયુ નિયમોનો અભ્યાસ કરીશું. તે વાયુના ભૌતિક ગુણધર્મો પર કેટલીક સદીઓના સંશોધનનું પરિણામ છે. ઍંગ્લો આયરીશ વૈજ્ઞાનિક રોબર્ટ બોઈલે (Robert Boyle) 1662માં વાયુના ગુણધર્મોના વિશ્વસનીય માપન સૌપ્રથમ કરેલા. તેમણે જે નિયમને સૂત્રિત કર્યો તે બોઈલના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે, ત્યારબાદ ગરમ હવાના બલૂનની મદદ વડે હવામાં ઊડવાના પ્રયત્નો પરથી જેક્સ ચાર્લ્સ (Jaccques Charles) અને જૉસેફ લુઈસ ગૅ લ્યુસેક (Joseph Lewis Gay Lussac)ને વાયુના બીજા વધારાના નિયમો શોધવા માટે પ્રોત્સાહિત કર્યા. ઍવોગેડ્રો અને બીજાઓના ફાળાથી વાયુમય અવસ્થા વિશે ઘણી માહિતી મેળવી શક્યા.

5.5.1 બોઈલનો નિયમ (Boyle's Law) (દબાણ-કદ સંબંધ (Pressure - Volume Relationship)

રોબર્ટ બોઈલ તેમના પ્રયોગોના આધારે એવા તારણ પર આવ્યા કે **અચળ (constant) તાપમાને નિશ્ચિત જથ્થા** (એટલે કે મોલની સંખ્યા n)**ના વાયુનું દબાણ તેના કદના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે.** આ **બોઈલના નિયમ** તરીકે જાણીતો છે. ગાણિતીય રીતે તેને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$p \propto \frac{1}{V} \text{ (અચળ T અને } n) \qquad (5.1)$$

$$\Rightarrow p = k_1 \frac{1}{V} \qquad (5.2)$$

જ્યાં, k_1 સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. અચળાંક k_1નો આધાર વાયુના જથ્થા, વાયુનું તાપમાન અને p અને Vને દર્શાવતા એકમો પર આધાર રાખે છે. સમીકરણ (5.2)ની પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણને મળશે કે,

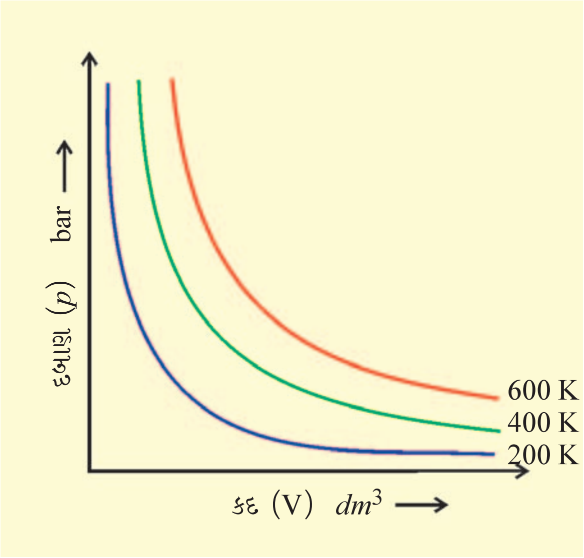
$$pV = k_1 \qquad (5.3)$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના દબાણ અને કદનો ગુણાકાર અચળ હોય છે.

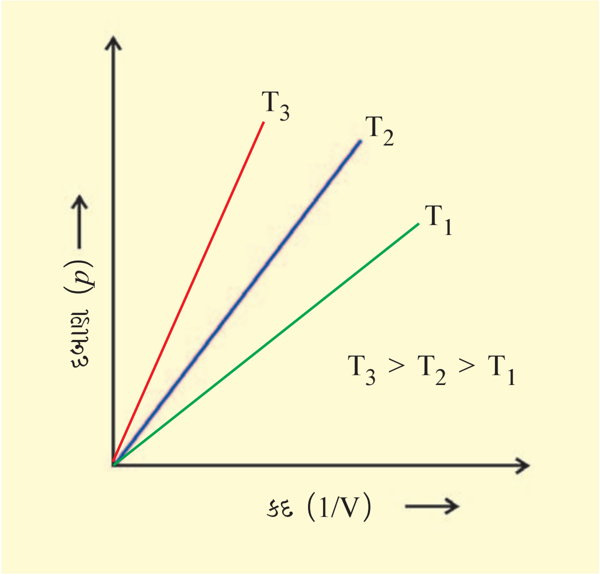
જો નિશ્ચિત જથ્થાનો વાયુ અચળ તાપમાન T એ દબાણ p_1 એ કદ V_1 ધરાવે છે તે વિસ્તરણ પામે છે અને કદ V_2 અને દબાણ p_2 થાય છે તો બોઈલના નિયમ પ્રમાણે,

$$p_1V_1 = p_2V_2 = \text{અચળ} \qquad (5.4)$$

$$\Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \qquad (5.5)$$



આકૃતિ 5.5(a) વાયુના દબાણ p વિરુદ્ધ કદ V ના જુદા જુદા તાપમાને આલેખ



આકૃતિ 5.5(b) વાયુના દબાણ p વિરુદ્ધ $\frac{1}{V}$નો આલેખ

આકૃતિ 5.5 બોઈલના નિયમને આલેખની રીતે રજૂ કરવાની પ્રણાલિકાગત રીતો છે. આકૃતિ 5.5(a) સમીકરણ (5.3)નો જુદા જુદા તાપમાને આલેખ છે. દરેક વક્ર માટે k_1નું મૂલ્ય અલગ છે કારણ કે વાયુના આપેલ દળ માટે તે તાપમાન સાથે બદલાય છે. દરેક વક્ર જુદા જુદા અચળ તાપમાનને સુસંગત છે અને તેને **સમતાપી** (અચળ તાપમાન આલેખ) કહે છે. બાજુના આલેખ ઊંચા તાપમાનને અનુરૂપ છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે દબાણ અડધું કરવામાં આવે તો કદ બમણું થાય છે. કોષ્ટક 5.1માં 0.09 mol CO_2ના કદ પર 300 K તાપમાને દબાણની અસર દર્શાવે છે. આકૃતિ 5.5(b)માં p અને $\frac{1}{V}$ વચ્ચેનો આલેખ રજૂ કરે છે. તે ઉદ્ગમ(origin)માંથી પસાર થતી સીધી રેખા છે. ઊંચા દબાણે વાયુના બોઈલના નિયમમાંથી વિચલન દર્શાવે છે અને આ પરિસ્થિતિમાં આલેખમાં સીધી રેખા મળતી નથી.

બોઈલના પ્રયોગો જથ્થાત્મક રીતે સાબિત કરે છે કે વાયુ ખૂબ જ સંકોચનશીલ હોય છે, કારણ કે આપેલ વાયુનું જ્યારે સંકોચન કરવામાં આવે છે ત્યારે અણુઓની સરખી સંખ્યા વધુ નાની જગ્યા રોકે છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે ઊંચા દબાણે વાયુઓ ઘટ્ટ બને છે. બોઈલના નિયમનો ઉપયોગ કરીને વાયુની ઘનતા અને દબાણ વચ્ચે સંબંધ મેળવી શકાય.

વ્યાખ્યા પ્રમાણે ઘનતા 'd' દળ 'm' અને કદ 'V' સાથે $d = \frac{m}{V}$ સંબંધથી સંબંધિત છે. આપણે જો બોઈલના નિયમના સમીકરણ પરથી Vનું મૂલ્ય આ સમીકરણમાં મૂકીએ તો આપણને નીચેનો સંબંધ મળશે.

કોષ્ટક 5.1 0.09 મોલ CO_2 વાયુના કદ પર 300 K તાપમાને દબાણની અસર

દબાણ/10^4 Pa	કદ/10^{-3} m^3	$(1/V)/m^{-3}$	$pV/10^2$ Pa m^3
2.0	112.0	8.90	22.40
2.5	89.2	11.2	22.30
3.5	64.2	15.6	22.47
4.0	56.3	17.7	22.50
6.0	37.4	26.7	22.44
8.0	28.1	35.6	22.48
10.0	22.4	44.6	22.40

$$d = \left(\frac{m}{k_1}\right)p = k'p$$

આ દર્શાવે છે કે અચળ તાપમાને નિશ્ચિત દળના વાયુનું દબાણ ઘનતાના સમપ્રમાણમાં છે.

કોયડો 5.1

એક બલૂન(ફુગ્ગો)માં હાઇડ્રોજન ઓરડાના તાપમાને ભરવામાં આવેલ છે. જો 0.2 bar દબાણ વધે તો તે ફાટી જાય તેમ છે. જો 1 bar દબાણે વાયુ 2.27 L કદ ધરાવે છે, તો કેટલા કદ સુધી બલૂનને વિસ્તારી શકાશે ?

ઉકેલ :

બોઈલના નિયમ પ્રમાણે $p_1V_1 = p_2V_2$

જો $p_1 = 1$ bar તો $V_1 = 2.27$ L થશે.

જો $p_2 = 0.2$ bar તો $V_2 = \frac{p_1 V_1}{p_2}$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{1\,\text{bar} \times 2.27\,\text{L}}{0.2\,\text{bar}} = 11.35\ \text{L}$$

બલૂન 0.2 bar દબાણે ફાટી જાય છે તો બલૂનનું કદ 11.35 Lથી ઓછું રાખવું જોઈએ.

5.5.2 ચાર્લ્સનો નિયમ (Charles' Law) (તાપમાન-કદ સંબંધ) (Temperature - Volume Relationship)

ચાર્લ્સ અને ગે લ્યુસેક સ્વતંત્ર રીતે ગરમ બલૂન ટૅક્નૉલૉજીમાં સુધારા માટે ઘણા પ્રયોગો કર્યા. તેમના સંશોધનોએ દર્શાવ્યું કે વાયુના નિશ્ચિત દળ માટે અચળ દબાણે વાયુનું કદ તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે અને ઠંડો પાડતાં ઘટે છે. તેમણે શોધ્યું કે તાપમાનમાં પ્રત્યેક એક અંશના વધારા સાથે કદ 0 °C તાપમાને રહેલા મૂળ કદના $\frac{1}{273.15}$ જેટલો વધારો દર્શાવે છે. આમ જો 0 °C અને t °C તાપમાને વાયુના કદ અનુક્રમે V_0 અને V_t હોય તો,

$$V_t = V_0 + \frac{t}{273.15} V_0$$

$$\Rightarrow V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15}\right)$$

$$\Rightarrow V_t = V_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15}\right) \qquad (5.6)$$

આ તબક્કે આપણે તાપમાનનો એક નવો માપક્રમ વ્યાખ્યાયિત કરીએ છીએ જેથી કરીને t °C ને નવા માપક્રમમાં $T = 273.15 + t$ અને 0 °C ને $T_0 = 273.15$ પ્રમાણે દર્શાવીએ છીએ. તાપમાનનો આ નવો માપક્રમ **કૅલ્વિન તાપમાન માપક્રમ** અથવા **નિરપેક્ષ તાપમાન માપક્રમ** છે.

આથી સેલ્સિયસ માપક્રમ પર 0 °Cને નિરપેક્ષ માપક્રમ પર 273.15 K બરાબર થશે એ નોંધશો કે નિરપેક્ષ તાપમાન માપક્રમ એટલે કે કૅલ્વિન માપક્રમ દર્શાવતી વખતે અંશની સંજ્ઞા લખાતી નથી. કૅલ્વિન માપક્રમને **ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર માપક્રમ** પણ કહેવાય અને તે બધા જ વૈજ્ઞાનિક કાર્યોમાં વપરાય છે.

આથી સેલ્સિયસ તાપમાનને કૅલ્વિન માપક્રમના તાપમાનમાં મેળવવા માટે 273 (વધુ ચોકસાઈપૂર્વક 273.15) ઉમેરીએ છીએ. અને આપણે સમીકરણ 5.6માં લખીએ તો $T_1 = 273.15 + t_1$ અને $T_0 = 273.15$ તો આપણને નીચે પ્રમાણેનો સંબંધ મળશે.

$$V_t = V_0 \left(\frac{T_1}{T_0}\right)$$

$$\Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \qquad (5.7)$$

આમ આપણે નીચે પ્રમાણેનું સમીકરણ લખી શકીએ :

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \qquad (5.8)$$

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

$$\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{અચળાંક} = k_2 \qquad (5.9)$$

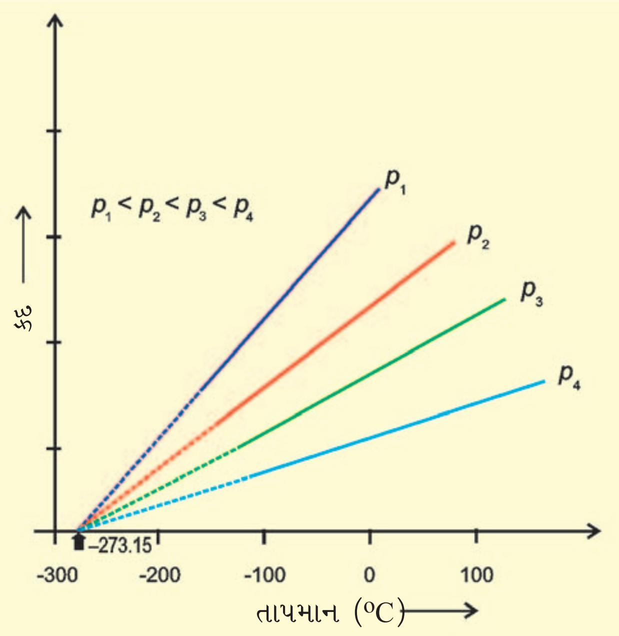
આમ, $V = k_2T$ (5.10)

અચળાંક k_2નું મૂલ્ય વાયુના દબાણ, તેનો જથ્થો અને કદ દર્શાવતા એકમો પરથી દર્શાવાય છે.

સમીકરણ (5.10) **ચાર્લ્સના નિયમ**નું ગાણિતીયરૂપ છે. જે નિવેદિત કરે છે કે જો **દબાણ અચળ રહે તો નિશ્ચિત દળના વાયુનું કદ નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં** છે. ચાર્લ્સે એમ પણ શોધ્યું કે બધા જ વાયુઓ માટે કોઈ પણ દબાણે કદ વિરુદ્ધ

તાપમાન (સેલ્સિયસમાં) એક સીધી રેખા છે અને તેને શૂન્ય કદ તરફ લંબાવતા દરેક રેખા તાપમાન અક્ષને –273.15 °C બિંદુએ આંતર્છેદ કરે છે. જુદા જુદા દબાણે મેળવેલી રેખાઓના ઢાળ જુદા જુદા હોય છે, પરંતુ શૂન્ય કદે બધી જ રેખાઓ –273.15 °C તાપમાને મળે છે (આકૃતિ 5.6).

કદ વિરુદ્ધ તાપમાન આલેખની દરેક રેખા **સમભાર** (isobar) કહેવાય છે.



આકૃતિ 5.6 કદ-વિરુદ્ધ તાપમાન (°C) આલેખ

ચાર્લ્સના અવલોકનોને જો આપણે સમીકરણ (5.6)માં *t* ના મૂલ્યોને –273.15 °C તરીકે મૂકીએ તો અર્થઘટન (interpret) કરી શકીએ.

આપણે જોઈ શકીએ કે વાયુનું –273.15 °C તાપમાને કદ શૂન્ય થશે. આનો અર્થ એમ થાય કે વાયુનું અસ્તિત્વ જ નહિ હોય. ખરેખર તો આ તાપમાને પહોંચતા પહેલાં બધા જ વાયુઓ પ્રવાહીકરણ પામે છે. સૌથી નીચું કાલ્પનિક તાપમાન કે જે તાપમાને વાયુઓ શૂન્ય કદ ધરાવે છે તેને **નિરપેક્ષ શૂન્ય** કહેવાય છે.

બધા જ વાયુઓ ઘણા નીચા દબાણે અને ઊંચા તાપમાને ચાર્લ્સનો નિયમ પાળે છે.

કોયડો 5.2

પૅસિફિક મહાસાગરમાં તરતું જહાજ જ્યાં તાપમાન 23.4 °C છે, ત્યાં એક બલૂન (ફુગ્ગો) 2 L વાયુથી ભરેલ છે. આ જહાજ જ્યારે હિન્દ મહાસાગરમાં પહોંચે છે, જ્યાં તાપમાન 26.1 °C છે, ત્યારે તેનું કદ કેટલું હશે ?

ઉકેલ :

$V_1 = 2L$ $\qquad T_2 = 26.1 + 273$

$T_1 = (23.4 + 273)\ K$ $\qquad = 299.1\ K$

$= 296.4\ K$

ચાર્લ્સના નિયમ પરથી,

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

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

$$\Rightarrow V_2 = \frac{2L \times 299.1\ K}{296.4\ K}$$

$$= 2L \times 1.009$$

$$= 2.018\ L$$

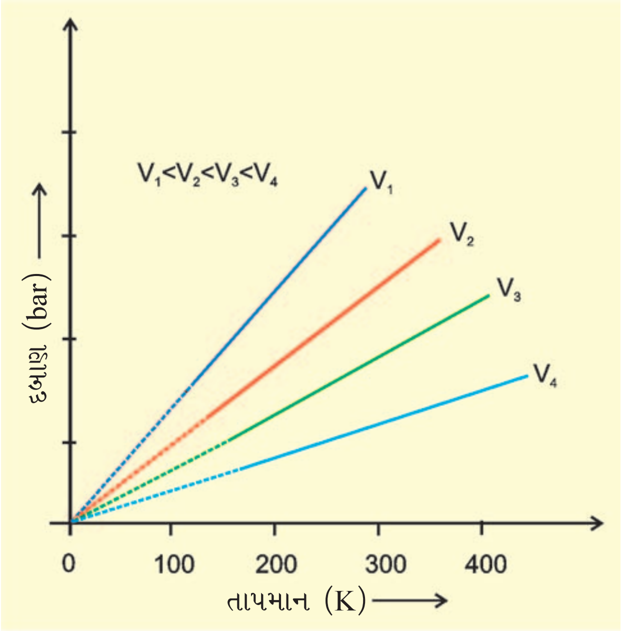
5.5.3 ગૅ લ્યુસેકનો નિયમ (Gay Lussac's Law) (દબાણ-તાપમાન સંબંધ) (Pressure - Temperature Relationship)

વાહનોના સારી રીતે ફુલેલા (inflated) ટાયરોમાં દબાણ લગભગ અચળ હોય છે, પરંતુ ઉનાળાની ગરમીના દિવસોમાં દબાણ એટલું બધું વધે છે કે જો દબાણ બરાબર રાખવામાં ન આવે તો ટાયર ફાટી જાય છે. શિયાળા દરમિયાન, ઠંડી સવારે આપણને જણાશે કે વાહનના ટાયરના દબાણ નોંધપાત્ર રીતે ઘટેલા હોય છે. દબાણ અને તાપમાન વચ્ચે ગાણિતીય સંબંધ જોસેફ ગૅ લ્યુસેક આપેલ અને તે ગૅ લ્યુસેકના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. તે નિવેદિત કરે છે કે **ચોક્કસ કદે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે.** ગાણિતીય રીતે લખતાં,

$$p \propto T$$

$$\Rightarrow \frac{p}{T} = \text{અચળાંક} = k_3$$

આ નિયમ બોઈલના નિયમ અને ચાર્લ્સના નિયમમાંથી મેળવી કે ઉપજાવી શકાય. ચોક્કસ મોલર કદે દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (કેલ્વિન) આલેખ આકૃતિ 5.7માં દર્શાવેલ છે. આ આલેખની દરેક રેખાને **'આઈસોકોર'** (સમાન કદ ધરાવતા) કહે છે.



આકૃતિ 5.7 વાયુનો દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (K) આલેખ (આઈસોકોર)

5.5.4 ઍવોગેડ્રો નિયમ (Avogadro Law) (કદ-જથ્થો સંબંધ) (Volume-Amount Relationship)

1811માં ઇટાલિયન વૈજ્ઞાનિક ઍમિડો ઍવોગેડ્રોએ ડાલ્ટનના પરમાણુવાદ અને ગૅ લ્યુસેકનો સંયોજાતા કદ (એકમ-1) નિયમના તારણોને સંયોજવાનો પ્રયત્ન કર્યો જે હવે ઍવોગેડ્રો નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. **તે નિવેદિત કરે છે કે સમાન કદ ધરાવતા બધા જ વાયુઓ, સમાન તાપમાન અને સમાન દબાણની પરિસ્થિતિમાં સરખી સંખ્યાના અણુઓ ધરાવે છે.** આનો અર્થ એમ છે કે જ્યાં સુધી તાપમાન અને દબાણ અચળ રહે છે, ત્યાં સુધી વાયુનું કદ વાયુના અણુઓની સંખ્યા પર અથવા બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વાયુના જથ્થા અથવા પ્રમાણ પર આધાર રાખે છે ગાણિતીય રીતે લખીએ તો,

$V \propto n$

જ્યાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે.

$$\Rightarrow V = k_4 n \qquad (5.11)$$

વાયુના એક મોલમાં રહેલા અણુઓની સંખ્યા 6.022×10^{23} નક્કી કરવામાં આવી અને તે **ઍવોગેડ્રો અચળાંક** તરીકે ઓળખાય છે. તમને જણાશે કે આ જ સંખ્યા આપણે મોલનો અભ્યાસ કરેલો ત્યારે જાણવા મળેલી (એકમ 1).

વાયુનું કદ મોલની સંખ્યાના સમપ્રમાણમાં હોય છે. **પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણે (STP)* દરેક વાયુનો એક મોલ સમાન કદ ધરાવશે. પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણનો અર્થ છે કે 273.15 (0 °C) K તાપમાન અને 1 bar (એટલે કે 10^5 પાસ્કલ) દબાણ.** આ મૂલ્યો પાણીનું ઠારબિંદુ તાપમાન અને દરિયાની સપાટીએ વાતાવરણનું દબાણ છે. **STP એ આદર્શ વાયુ અથવા આદર્શ વાયુઓનું સંયોગીકરણ આણ્વીય કદ 22.71098 L mol^{-1} છે.**

કેટલાક વાયુઓના આણ્વીય કદ કોષ્ટક 5.2માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 5.2 કેટલાક વાયુઓના 273.15 K તાપમાન અને 1 bar (STP)ના આણ્વીય કદ લિટર પ્રતિ મોલમાં

આર્ગોન	22.37
કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ	22.54
ડાયનાઇટ્રોજન	22.69
ડાયઑક્સિજન	22.69
ડાયહાઇડ્રોજન	22.72
આદર્શ વાયુ	22.71

વાયુના મોલની સંખ્યા નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય :

$$n = \frac{m}{M} \qquad (5.12)$$

જ્યાં, m = અન્વેષણ(investigation)માંના વાયુનું દળ અને M = આણ્વીય દળ

આમ,

$$V = k_4 \frac{m}{M} \qquad (5.13)$$

સમીકરણ (5.13)ની નીચે પ્રમાણે ગોઠવણી કરી શકાય :

$$M = k_4 \frac{m}{V} = k_4 d \qquad (5.14)$$

* અગાઉના પ્રમાણિત ઘણી વાર ઉપયોગમાં લેવાય છે અને દસકા અગાઉની બધી રાસાયણિક માહિતી(data)ને લાગુ પડે છે. આ વ્યાખ્યામાં STP સમાન તાપમાન 0° C (273.15 K) પણ 1 atm થી વધારે દબાણ (101.325 kPa) સૂચવે છે. કોઈ પણ વાયુ અથવા વાયુઓનું સંયોગીકરણ STP એ 22.413996 L કદ ધરાવે છે.

પ્રમાણિત પરિવેશી (Ambient) તાપમાન અને દબાણ (SATP) શરતો કેટલાક વૈજ્ઞાનિક કાર્યોમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે. SATP શરતોનો અર્થ એ થાય છે કે 298.15 K અને 1 bar (એટલે કે ચોક્કસ રીતે (exactly) 10^5 Pa). SATP એ (1 bar અને 298.15 K) એ આદર્શ વાયુનું કદ 24.789 L mol^{-1} છે.

અહીંયા 'd' વાયુની ઘનતા છે. આપણે સમીકરણ (5.14) પરથી તારવી શકીએ કે વાયુની ઘનતા તેના આણ્વીય દળને સમપ્રમાણ હોય છે.

જે વાયુ બોઈલના નિયમ, ચાર્લ્સના નિયમ અને એવોગેડ્રોના નિયમને ચુસ્ત રીતે અનુસરે છે. તેને **આદર્શ વાયુ** કહેવાય છે. આવો વાયુ માત્ર પરિકલ્પિત (hypothetical) છે. એવું ધારવામાં આવ્યું છે કે આદર્શ વાયુના અણુઓના વચ્ચે આંતરઆણ્વીય બળો હાજર હોતા નથી. વાસ્તવિક વાયુઓ આ નિયમોનું પાલન કેટલીક વિશિષ્ટ શરતો દરમિયાન કરે છે, જ્યારે પારસ્પરિક ક્રિયાના બળો નગણ્ય થાય છે. બાકીની બીજી બધી જ પરિસ્થિતિમાં આદર્શ વર્તણૂકથી તેઓ વિચલિત થાય છે. તમે વિચલનો વિશે આ એકમમાં આગળ ઉપર શીખશો.

5.6 આદર્શ વાયુ સમીકરણ (Ideal Gas Equation)

આપણે અત્યાર સુધીમાં અભ્યાસ કરેલા ત્રણેય નિયમોનું એક જ સમીકરણમાં સંયોગીકરણ કરી શકીએ જે **આદર્શ વાયુ સમીકરણ** તરીકે ઓળખાય છે.

અચળ તાપમાન T અને n : $V \propto \frac{1}{p}$ **બોઈલનો નિયમ**

અચળ p અને n : $V \propto T$ **ચાર્લ્સનો નિયમ**

અચળ p અને T : $V \propto n$ **ઍવોગેડ્રો નિયમ**

આમ,

$$V \propto \frac{nT}{p} \tag{5.15}$$

$$\Rightarrow V = R \cdot \frac{nT}{p} \tag{5.16}$$

જ્યાં, R સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. સમીકરણ (5.16)ની પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણને મળશે.

$$\Rightarrow pV = nRT \tag{5.17}$$

$$\Rightarrow R = \frac{pV}{nT} \tag{5.18}$$

R ને વાયુ અચળાંક કહે છે. બધા વાયુઓ માટે તે સમાન હોય છે. આથી તેને **સાર્વત્રિક** (Universal) **વાયુ અચળાંક** કહે છે. સમીકરણ(5.17)ને **આદર્શ વાયુ સમીકરણ** કહે છે.

સમીકરણ (5.18)માં Rનું મૂલ્ય, p, V અને Tના માપનમાં વપરાયેલા એકમો પર આધાર રાખે છે. જો આ સમીકરણના ત્રણેય ચલો (variables) જાણતા હોઈએ તો ચોથાની ગણતરી કરી શકીએ. આ સમીકરણથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે અચળ તાપમાન અને દબાણે કોઈ પણ વાયુના n મોલનું કદ એકસરખું રહેશે, કારણ કે $V = \frac{nRT}{p}$ અને n, R, T અને p અચળ છે. આ સમીકરણ બધા વાયુઓને લાગુ પાડી શકાશે. જો વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક તરફ જાય તેવી પરિસ્થિતિ હશે તો જ. STP પરિસ્થિતિમાં (273.15 K તાપમાને અને 1 bar દબાણે) એક મોલ આદર્શ વાયુનું કદ 22.710981 L mol^{-1} થશે. આ પરિસ્થિતિમાં એક મોલ માટે Rનું મૂલ્ય નીચે પ્રમાણે ગણી શકીએ.

$$R = \frac{(10^5\ Pa)(22.71 \times 10^{-3}\ m^3)}{(1\ mol)(273.15\ K)}$$

$$= 8.314\ Pa\ m^3\ K^{-1}\ mol^{-1}$$

$$= 8.314 \times 10^{-2}\ bar\ LK^{-1}\ mol^{-1}$$

$$= 8.314\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$$

STP અગાઉ વપરાયેલ પરિસ્થિતિએ (0° C અને 1 atm દબાણ) Rનું મૂલ્ય 8.20578×10^{-2} L atm $K^{-1} mol^{-1}$ છે.

આદર્શ વાયુ ચારેય ચલ વચ્ચેનો સંબંધ છે અને તે વાયુની અવસ્થા દર્શાવે છે. એટલા માટે તેને **અવસ્થા સમીકરણ** કહે છે.

આપણે ફરી પાછા આદર્શ વાયુ સમીકરણનો વિચાર કરીએ. ચલોના એક સાથે વિચરણ (variation) માટેનો આ સંબંધ છે. જો વાયુના નિશ્ચિત જથ્થાનું તાપમાન, કદ અને દબાણ T_1, V_1 અને p_1 થી T_2, V_2 અને p_2 માં ફેરવાય તો આપણે લખી શકીએ કે –

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = nR \text{ અને } \frac{p_2V_2}{T_2} = nR$$

$$\Rightarrow \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \tag{5.19}$$

સમીકરણ (5.19) ઘણું જ ઉપયોગી સમીકરણ છે. જો છ મૂલ્યોમાંથી પાંચ ચલો જાણતા હોઈએ તો અજ્ઞાત ચલનું મૂલ્ય સમીકરણ (5.19) પરથી જાણી શકાય. આ સમીકરણ **સંયુક્ત વાયુ નિયમ** તરીકે પણ ઓળખાય છે.

કોયડો 5.3

25 °C અને 760 mm પારાના દબાણે વાયુ 600 mL કદ ધરાવે છે. વાયુનું કદ 640 mL અને તાપમાન 10 °C થાય ત્યારે તે ઊંચાઈએ દબાણનું મૂલ્ય કેટલું હશે ?

ઉકેલ :

p_1 = 760 mm Hg, V_1 = 600 mL

T_1 = 25 + 273 = 298 K

V_2 = 640 ml અને T_2 = 10 + 273 = 283 K

સંયુક્ત વાયુ સમીકરણ પ્રમાણે,

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

$$\Rightarrow p_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1V_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{(760 \text{ mm Hg}) \times (600 \text{ mL}) \times (283 \text{ K})}{(640 \text{ mL}) \times 298 \text{ K}}$$

$$= 676.6 \text{ mm Hg}$$

5.6.1 વાયુમય પદાર્થની ઘનતા અને મોલર દળ (Density and Molar Mass of a Gaseous Substance)

આદર્શ વાયુ સમીકરણની નીચે પ્રમાણે પુનઃગોઠવણી કરી શકાય :

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

nને $\frac{m}{M}$ તરીકે મૂકતાં આપણને મળશે.

$$\frac{m}{MV} = \frac{p}{RT} \quad (5.20)$$

$$\frac{d}{M} = \frac{p}{RT} \quad \text{(જ્યાં } d \text{ ઘનતા છે.)} \quad (5.21)$$

સમીકરણ (5.21)ની પુનઃગોઠવણી કરતાં વાયુનું મોલર દળ ગણવા માટેનો સંબંધ મળી શકે.

$$M = \frac{dRT}{p} \quad (5.22)$$

5.6.2 ડાલ્ટનનો આંશિક (વિભાગીય) દબાણનો નિયમ (Dalton's Law of Partial Pressure)

આ નિયમને જૉહ્ન ડાલ્ટને 1801માં સૂત્રિત કરેલો. તે નિવેદિત કરે છે કે **પારસ્પરિક ક્રિયા ન કરતાં હોય તેવા વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ વ્યક્તિગત વાયુના આંશિક દબાણના સરવાળા બરાબર થાય છે** એટલે કે એ દબાણ જે સમાન કદે અને તાપમાનની પરિસ્થિતિમાં દરેક વાયુ અલગ રીતે ક્રિયાશીલ થશે. વાયુઓના મિશ્રણમાં દરેક વાયુ વડે ક્રિયાશીલ થયેલું દબાણ **આંશિક દબાણ** કહેવાય છે. ગાણિતીય રીતે,

$$p_{\text{કુલ}} = p_1 + p_2 + p_3 .... \quad \text{(અચળ T અને V)}$$

જ્યાં, $p_{\text{કુલ}}$ વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ છે અને p_1, p_2, p_3 વગેરે વાયુઓના આંશિક દબાણ છે.

સામાન્ય રીતે વાયુઓ પાણી પર એકઠા કરવામાં આવે છે અને તેથી તે ભેજવાળા હોય છે. આથી સૂકા વાયુનું દબાણ પાણીની બાષ્પ ધરાવતા ભેજવાળા વાયુના દબાણમાંથી પાણીનું બાષ્પદબાણ બાદ કરવાથી મળે છે. સંતૃપ્ત પાણીની બાષ્પ દ્વારા ક્રિયાશીલ થતા દબાણને **જલીય તાણ** (aqueous tension) કહે છે. જુદા જુદા તાપમાને પાણીના જલીય તાણ કોષ્ટક 5.3માં દર્શાવેલ છે.

$$p_{\text{શુષ્ક વાયુ}} = p_{\text{કુલ}} - \text{જલીય તાણ} \quad (5.24)$$

કોષ્ટક 5.3 પાણીનું જલીય તાણ (બાષ્પ દબાણ) તાપમાનના વિધેય તરીકે

તાપમાન/K	દબાણ/bar	તાપમાન/K	દબાણ/bar
273.15	0.0060	295.15	0.0260
283.15	0.0121	297.15	0.0295
288.15	0.0168	299.15	0.0331
291.15	0.0204	301.15	0.0372
293.15	0.0230	303.15	0.0418

મોલ અંશના પર્યાયમાં (terms) આંશિક દબાણ :

ધારો કે T તાપમાને ત્રણ વાયુઓ કદ Vમાં સમાયેલા છે. જેમના આંશિક દબાણ અનુક્રમે p_1, p_2 અને p_3 છે. તેથી,

$$p_1 = \frac{n_1RT}{V} \quad (5.25)$$

$$p_2 = \frac{n_2 RT}{V} \tag{5.26}$$

$$p_3 = \frac{n_3 RT}{V} \tag{5.27}$$

જ્યાં, n_1, n_2 અને n_3 આ વાયુઓના અનુક્રમે મોલની સંખ્યા છે. આથી કુલ દબાણનું સમીકરણ થશે.

$$p_{કુલ} = p_1 + p_2 + p_3$$

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

$$= (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V} \tag{5.28}$$

p_1 ને $p_{કુલ}$ વડે ભાગતાં,

$$\frac{p_1}{p_{કુલ}} = \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3}\right)\frac{RTV}{RTV}$$

$$= \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1$$

જ્યાં, $n = n_1 + n_2 + n_3$

x_1ને પ્રથમ વાયુનો મોલ અંશ કહેવાય છે.

આથી, $p_1 = x_1 p_{કુલ}$

આ જ પ્રમાણે બીજા બે વાયુઓ માટે લખી શકીએ કે,

$p_2 = x_2 p_{કુલ}$ અને $p_3 = x_3 p_{કુલ}$

આથી સામાન્ય સમીકરણ લખી શકાય કે,

$$p_i = x_i p_{કુલ} \tag{5.29}$$

જ્યાં, p_i અને x_i એ i માં વાયુના અનુક્રમે આંશિક દબાણ અને મોલ અંશ છે. જો વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ જાણીતું હોય તો સમીકરણ(5.29)નો ઉપયોગ કરી વ્યક્તિગત વાયુ વડે ઉત્પન્ન થયેલું દબાણ શોધી શકીએ.

કોયડો 5.4

નિયોન-ડાયઑક્સિજનનું મિશ્રણ 70.6 g ડાયઑક્સિજન અને 167.5 g નિયોન ધરાવે છે. જો નળાકારમાં વાયુઓના મિશ્રણનું દબાણ 25 bar હોય તો મિશ્રણમાં ડાયઑક્સિજન અને નિયોનના આંશિક દબાણ કેટલા હશે ?

ઉકેલ :

ડાયઑક્સિજનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{70.6 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 2.21 \text{ mol}$$

નિયોનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{167.5 \text{ g}}{20 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 8.375 \text{ mol}$$

ડાયઑક્સિજનનો મોલ અંશ

$$= \frac{2.21}{2.21 + 8.375}$$

$$= \frac{2.21}{10.585}$$

$$= 0.21$$

નિયોનના મોલ અંશ $= \frac{8.375}{2.21 + 8.375}$

$$= 0.79$$

વૈકલ્પિક રીતે,

નિયોનનો મોલ અંશ = 1.0 – 0.21 = 0.79 થશે.

વાયુનુ આંશિક દબાણ = મોલ અંશ × કુલ દબાણ

⇒ ડાયઑક્સિજનનું આંશિક દબાણ = 0.21 × (25 bar)

= 5.25 bar

નિયોનનું આંશિક દબાણ = 0.79 × (25 bar)

= 19.75 bar

5.7 વાયુઓનો ગતિજ ઊર્જા આણ્વીયવાદ (Kinetic Molecular Theory of Gases)

અત્યાર સુધીમાં આપણે નિયમો (દા.ત., બોઈલનો નિયમ, ચાર્લ્સનો નિયમ) વિશે શીખ્યા જે વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા પ્રયોગશાળામાં અવલોકન કરેલ પ્રાયોગિક હકીકતોના ખૂબ જ ચોક્કસ નિવેદનો છે. કાળજીપૂર્વક પ્રયોગ કરવા તે વૈજ્ઞાનિક પદ્ધતિની એક અગત્યની બાબત છે અને તે આપણને જુદી જુદી પરિસ્થિતિમાં કોઈ ખાસ પ્રણાલી કેવી રીતે વર્તે છે તે વિશે જણાવે છે. એકવાર પ્રાયોગિક હકીકતો પ્રતિપાદિત થઈ જાય છે પછી વૈજ્ઞાનિકો એ જાણવા આતુર હોય છે કે પ્રણાલી શા માટે તે પ્રકારની વર્તણૂક ધરાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે, વાયુ નિયમો આપણને એ પ્રાક્કથન કરવામાં મદદરૂપ થાય છે કે

વાયુઓના સંકોચાવાથી દબાણ વધે છે પણ આપણને એ જાણવું ગમશે કે વાયુઓને સંકોચવામાં આવે ત્યારે આણ્વીય સ્તરે શું થતું હશે? આ પ્રશ્નોના ઉત્તર માટે એક વાદ રચવામાં આવ્યો છે. આ વાદ એક નમૂનો છે (એટલે કે માનસિક ચિત્ર) જે આપણને આપણા અવલોકનોને વધુ સારી રીતે સમજવામાં તુષ્ટિરૂપ બને છે. વાયુઓની વર્તણૂક પર પ્રકાશ પાડતો આ વાદ ગતિજ આણ્વીય વાદ છે.

ગતિજ આણ્વીય વાદની ધારણાઓ અથવા અભિધારણાઓ નીચે મુજબ છે. આ અભિધારણાઓ પરમાણુ અને અણુઓ સાથે સંબંધિત છે. આપણે પરમાણુ કે અણુને જોઈ શકતાં નથી તેથી એમ કહેવાય છે કે તે વાયુઓનો સૂક્ષ્મદર્શીય નમૂનો પૂરો પાડે છે.

- વાયુઓ એકસરખા કણો(પરમાણુઓ અને અણુઓ)ની મોટી સંખ્યા ધરાવે છે જે કણો ખૂબ જ નાના અને સરેરાશ એકબીજાથી અલગ હોય છે જેથી તેમનું કદ તેમની વચ્ચેના ખાલી અવકાશની સરખામણીમાં નગણ્ય હોય છે. તેમને બિંદુ દળો તરીકે ગણવામાં આવે છે. આ ધારણા વાયુઓની ખૂબ સંકોચનિયતા સમજાવે છે.
- સામાન્ય તાપમાન અને દબાણે વાયુના કણો વચ્ચે આકર્ષણ બળો હોતાં નથી. આ ધારણાને એ હકીકતમાંથી ટેકો મળે છે કે વાયુઓ વિસ્તરી શકે છે અને તેમને મળતા અવકાશને મેળવી લે છે.
- વાયુના કણો હંમેશા સતત અને અસ્તવ્યસ્ત ગતિમાં હોય છે. જ્યારે કણો ગતિમાં ન હોય અને ચોક્કસ જગ્યાએ હોય ત્યારે વાયુ પાસે ચોક્કસ આકાર હોય છે જે જોઈ શકાતો નથી.
- વાયુના કણો સીધી લીટીમાં શક્ય હોય તેટલી બધી જ દિશાઓમાં તેમની અસ્તવ્યસ્ત (random) ગતિ દરમિયાન તે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલો સાથે અથડાય છે. વાયુના કણોની પાત્રની દીવાલ સાથેની અથડામણ વાયુનું દબાણ નક્કી કરે છે.
- વાયુઓની અથડામણ સંપૂર્ણ સ્થિતિસ્થાપક હોય છે. આનો અર્થ એમ કે અણુઓની અથડામણ પહેલાંની અને અથડામણ પછીની કુલ ઊર્જા સરખી રહે છે. અથડાતા અણુઓ વચ્ચે ઊર્જાનો વિનિમય હોઈ શકે છે. તેમની વ્યક્તિગત ઊર્જા બદલાય, પરંતુ તેમની વ્યક્તિગત ઊર્જાનો સરવાળો અચળ રહે છે.
- ગતિજ ઊર્જામાં ઘટાડો થાય તો અણુઓની ગતિ બંધ થશે અને વાયુઓ નીચે બેસી જશે (settle down). આ હકીકતમાં અવલોકન કરાયેલ માહિતીથી વિરુદ્ધ છે. કોઈ પણ એક સમયે વાયુમાંના જુદા જુદા કણોને જુદી જુદી ઝડપ હોય છે અને તેને લીધે જુદી જુદી ગતિજ ઊર્જા હોય છે. આ ધારણા વાજબી છે કારણ કે જ્યારે કણો અથડાય છે ત્યારે તેમની ઝડપ બદલાય તેને અપેક્ષિત કહી શકીએ. બધા કણોની પ્રારંભિક ઝડપ સરખી હોય તો પણ તેઓ અથડાય એટલે વ્યક્તિગત ઝડપ બદલાય છે તો પણ ઝડપની વહેંચણી કોઈ એક તાપમાને અચળ હોય છે.
- જો અણુને બદલાતી ઝડપ હોય તો તેને બદલાતી ગતિજ ઊર્જા હોવી જોઈએ. આ સંજોગોમાં આપણે સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનો વિચાર કરી શકીએ. સરેરાશ ગતિજ વાદમાં એમ ધારવામાં આવ્યું છે કે વાયુના અણુઓની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જા નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. એ નોંધવામાં આવ્યું છે કે અચળ કદના વાયુને ગરમ કરતાં દબાણ વધે છે. વાયુને ગરમ કરતાં કણોની ગતિજ ઊર્જા વધે છે અને તેઓ પાત્રની દીવાલ સાથે વારંવાર અથડાય છે અને વધારે દબાણ કરે છે.

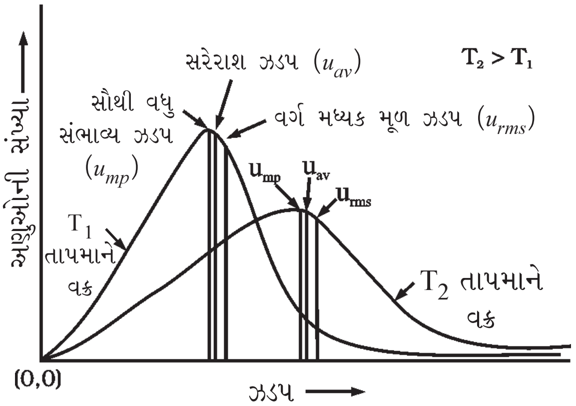
વાયુઓનો ગતિજવાદ આપણને અગાઉ અભ્યાસ કરેલા બધા વાયુ નિયમોને સૈદ્ધાંતિક રીતે નિરૂપણ કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. વાયુઓના ગતિજવાદ પર આધારિત પ્રાક્કથનો અને ગણતરીઓ પ્રાયોગિક અવલોકનો સાથે ખૂબ જ સારી રીતે સંમત થાય છે અને આથી નમૂનાનું વાજબીપણું (correctness) સ્થાપિત કરે છે.

ગતિજ ઊર્જા અને આણ્વીય ઝડપ

વાયુના અણુઓ સતત ગતિમાં રહેતા હોય છે. જ્યારે તેઓ ઘૂમતા હોય છે ત્યારે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલો સાથે અથડાય છે. આને પરિણામે તેમની ઝડપમાં ફેર પડે છે અને ઊર્જાની પુનઃવહેંચણી થાય છે. આથી વાયુના બધા જ અણુઓની કોઈ એક સમયે ઝડપ અને ઊર્જા સરખા હોતાં નથી. આથી, આપણે અણુઓની ઝડપનું સરેરાશ મૂલ્ય મેળવી શકીએ. ધારો કે નમૂનામાં રહેલા અણુઓની સંખ્યા n છે અને તેમની વ્યક્તિગત ઝડપ u_1, u_2, ……u_n, છે, તો અણુઓની સરેરાશ ઝડપ u_{av} નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય :

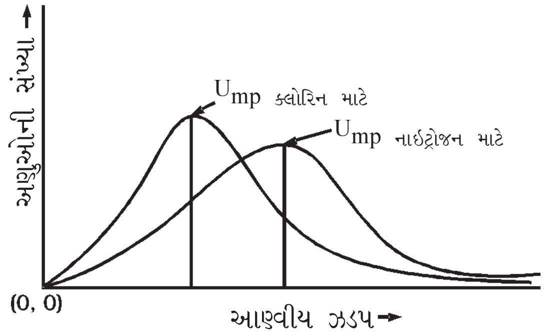
$$u_{av} = \frac{u_1 + u_2 + \dots\dots\dots u_n}{n}$$

મૅક્સવેલ (Maxwell) અને બોલ્ટ્ઝમેને (Boltzmann) દર્શાવ્યું કે અણુઓની ઝડપની ખરેખર વહેંચણી તાપમાન અને વાયુના આણ્વીય દળ પર આધાર રાખે છે. મૅક્સવેલે અમુક ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યાની ગણતરી માટે સૂત્ર ઉપજાવ્યું. આકૃતિ A(1) બે જુદા જુદા T_1 અને T_2 (T_1 કરતાં T_2 ઊંચું તાપમાન છે). અણુઓની સંખ્યા વિરુદ્ધ આણ્વીય ઝડપનો આલેખ દર્શાવેલ છે. આકૃતિમાં દર્શાવેલ આલેખ ઝડપની મૅક્સવેલ બોલ્ટ્ઝમેન વહેંચણી કહેવાય છે.



આકૃતિ A(1) મૅક્સવેલ-બોલ્ટ્ઝમેનની ઝડપની વહેંચણી

આલેખ દર્શાવે છે કે ઘણી ઊંચી અને ઘણી નીચી ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યા ઘણી ઓછી છે. વક્રમાં મહત્તમ અણુની મહત્તમ સંખ્યા ધરાવતા અણુની ઝડપ છે. આ ઝડપને **મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ u_{mp}** કહે છે. તે અણુઓની સરેરાશ ઝડપની ઘણી નજીક હોય છે. તાપમાન વધારતાં સૌથી વધુ સંભાવ્ય ઝડપમાં વધારો થાય છે અને તેથી ઝડપ-વહેંચણી વક્ર ઊંચા તાપમાને વધુ પહોળો થાય છે. વક્રનું પહોળા થવું સૂચવે છે કે વધુ ઝડપે ઘૂમતા અણુઓની સંખ્યા વધે છે. ઝડપ વહેંચણી અણુના દળ પર પણ આધાર રાખે છે. એ જ તાપમાને વધારે દળવાળા અણુઓને હલકા વાયુ અણુઓ કરતાં ધીમી ઝડપ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે, સમાન તાપમાને હલકા નાઇટ્રોજન અણુઓ ભારે ક્લોરિન અણુઓ કરતાં વધુ ઝડપથી ખસે છે. આથી આપેલા તાપમાને નાઇટ્રોજન અણુઓને ક્લોરિનના અણુઓ કરતાં સૌથી વધુ સંભાવ્ય અણુઓનું મૂલ્ય ઊંચું હોય છે. નાઇટ્રોજન અને ક્લોરિનના આણ્વીય ઝડપ વહેંચણી વક્ર જુઓ જે આકૃતિ A(2)માં આવેલ છે. કોઈ પણ એક તાપમાને અણુઓની વ્યક્તિગત ઝડપ બદલાતી રહે છે. છતાં પણ ઝડપની વહેંચણી સમાન રહે છે.



આકૃતિ A(2) 300 K તાપમાને ક્લોરિન અને નાઇટ્રોજનની આણ્વીય ઝડપની વહેંચણી

આપણે જાણીએ છીએ કે કણની ગતિજ ઊર્જા નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$\text{ગતિજ ઊર્જા} = \frac{1}{2}mu^2$$

આથી આપણે સરેરાશ સ્થાનાંતરીય (translational) ગતિ ઊર્જા $\frac{1}{2}m\overline{u^2}$ જાણવા વાયુ કણ માટે સીધી લીટીમાં ગતિ કરવા માટે આપણે બધા જ અણુઓની ઝડપની સરેરાશ વર્ગ મૂલ્ય $\overline{u^2}$ મેળવવા ઇચ્છીએ છીએ. આને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \dots\dots\dots u_n^2}{n}$$

સરેરાશ વર્ગ ઝડપ વાયુ અણુઓની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનું સીધું જ માપ છે. આપણે જો સરેરાશ વર્ગ ઝડપનું વર્ગમૂળ લઈએ તો આપણને મળતું ઝડપનું મૂલ્ય મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ અને સરેરાશ ઝડપના મૂલ્ય અલગ હોય છે. આ ઝડપને **સરેરાશ વર્ગિત ઝડપનું વર્ગમૂળ** કહે છે અને તેને નીચેના સ્વરૂપમાં દર્શાવી શકાય.

$$u_{rms} = \sqrt{\overline{u^2}}$$

સરેરાશ વર્ગિત ઝડપનું વર્ગમૂળ (root mean square speed), સરેરાશ ઝડપ અને મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ નીચેનો સંબંધ ધરાવે છે :

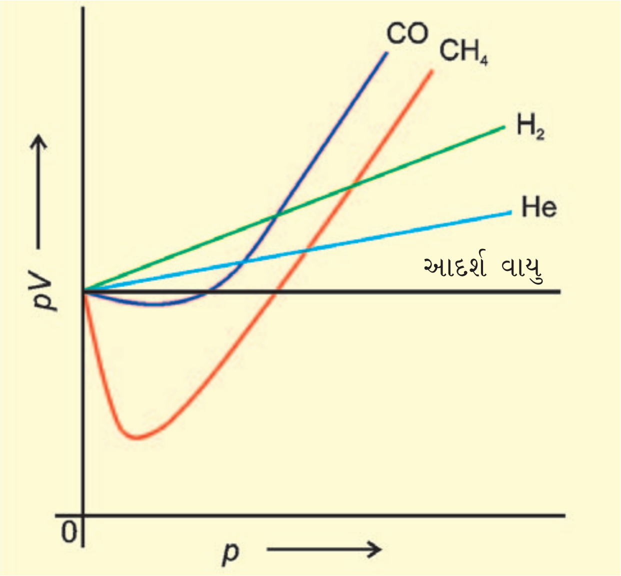
$$u_{rms} > u_{av} > u_{mp}$$

ત્રણેય ઝડપો વચ્ચેનો ગુણોત્તર નીચે દર્શાવેલ છે :

$$u_{mp} : u_{av} : u_{rms} : : 1 : 1.128 : 1.224$$

5.8 વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક (Behaviour of Real Gases) : આદર્શ વાયુ વર્તણૂકમાંથી વિચલન (Deviation from Ideal Gas Behaviour)

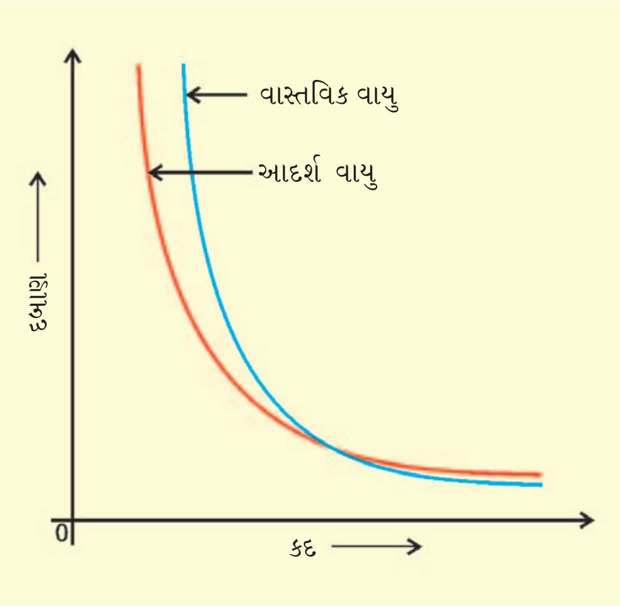
વાયુનો આપણો સૈદ્ધાંતિક નમૂનો પ્રાયોગિક અવલોકનો સાથે સારી રીતે સુસંગત થાય છે. મુશ્કેલી ત્યારે ઊભી થાય છે જ્યારે આપણે $pV = n\mathrm{R}T$ સંબંધ કેટલે અંશે વાયુઓના ખરેખર દબાણ-કદ-તાપમાન સંબંધનું પુનરુત્થાન કરી શકીએ છીએ. આ બિંદુની પરખ કરવા માટે વાયુઓનો pV વિરુદ્ધ pનો આલેખ દોરીએ કારણ કે અચળ તાપમાને pV અચળ રહેશે (બોઈલનો નિયમ) અને pV વિરુદ્ધ pનો આલેખ બધા દબાણે X-અક્ષને સમાંતર સીધી રેખા મળશે. આકૃતિ 5.8માં 273 K તાપમાને કેટલાક વાયુઓની ખરેખરી માહિતીમાંથી દોરાયેલો આલેખ આકૃતિ 5.8 દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 5.8 વાસ્તવિક અને આદર્શ વાયુઓના pV વિરુદ્ધ pના આલેખ

સરળતાથી જોઈ શકાય છે કે અચળ તાપમાને વાસ્તવિક વાયુઓ માટે pV વિરુદ્ધ pનો આલેખ સીધી રેખા નથી. આદર્શ વર્તણૂકમાંથી નોંધપાત્ર વિચલન છે. બે પ્રકારના વક્ર જોવા મળે છે. હાઈડ્રોજન અને હિલિયમ માટેના વક્રમાં દબાણના વધારા સાથે pV પણ વધે છે. બીજો પ્રકાર કાર્બન મોનૉક્સાઈડ અને મિથેન જેવા વાયુઓમાં જોવા મળે છે. આ આલેખોમાં પહેલાં તેમાં આદર્શ વાયુથી ઋણ વિચલન મળે છે એટલે કે pVના મૂલ્યો દબાણના વધારા સાથે ઘટે છે અને વાયુની ખાસિયતના નિમ્નતમ મૂલ્યે પહોંચે છે. ત્યારબાદ pV મૂલ્યો વધવા માંડે છે. વક્ર ત્યારબાદ આદર્શ વાયુ માટેની રેખાને છેદે છે અને ત્યારબાદ સતત ધન વિચલન દર્શાવે છે. આમ એમ જાણવા મળ્યું છે કે વાસ્તવિક વાયુઓ બધી જ પરિસ્થિતિમાં સંપૂર્ણ રીતે આદર્શ વાયુ સમીકરણને અનુસરતાં નથી.

જ્યારે દબાણ વિરુદ્ધ કદનો આલેખ દોરવામાં આવે છે ત્યારે પણ આદર્શ વર્તણૂકમાંથી વિચલન દેખાઈ આવે છે. દબાણ વિરુદ્ધ કદની પ્રાયોગિક માહિતી (વાસ્તવિક વાયુ માટે) અને બોઈલના નિયમ (આદર્શ વાયુ માટે) સૈદ્ધાંતિક રીતે ગણીને મળેલી કિંમતોના જેવા જ રહેવા જોઈએ. (આકૃતિ 5.9)માં આ આલેખો દર્શાવેલા છે. એ દેખાઈ આવે છે કે ઘણા ઊંચા દબાણે માપન કરેલાં કદ ગણતરી કરેલા કદ કરતાં વધારે છે. નીચા દબાણે જ માપેલા કદ અને ગણેલા કદ એકબીજાની નજીક રહે છે.



આકૃતિ 5.9 વાસ્તવિક વાયુ અને આદર્શ વાયુઓના દબાણ વિરુદ્ધ કદનો આલેખ

એ જણાયું છે કે વાસ્તવિક વાયુઓ બોઈલનો નિયમ, ચાર્લ્સનો નિયમ અને એવોગેડ્રો નિયમ બધી જ પરિસ્થિતિમાં સંપૂર્ણપણે અનુસરતા નથી. હવે બે પ્રશ્નો ઊભા થાય છે :

(i) વાયુઓ શા માટે આદર્શ વાયુથી વિચલિત થાય છે ?

(ii) કઈ શરતો છે જે દરમિયાન વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન પામે છે ?

પ્રથમ પ્રશ્નનો ઉત્તર જો આપણે ફરી એકવાર ગતિજ વાદની અભિધારણાઓનો અભ્યાસ કરીએ તો મળે છે. આપણે જોયું કે ગતિજ વાદની બે ધારણાઓ વાજબી ઠરતી નથી. આ છે,

(a) વાયુના અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણ બળો હોતાં નથી.
(b) વાયુએ રોકેલા અવકાશ(જગ્યા)ની સરખામણીમાં વાયુના અણુઓનું કદ નગણ્ય જેટલું ઓછું છે.

જો ધારણા (a) સાચી હોય તો વાયુઓનું કદાપિ પ્રવાહીકરણ થશે નહિ. આપણે જાણીએ છીએ કે વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ તેમને ઠંડા પાડવાથી અને સંકોચવાથી થાય છે. બનેલા પ્રવાહીને સંકોચવા ખૂબ મુશ્કેલ પડે છે. આનો અર્થ એમ થાય કે અપાકર્ષણના બળો પૂરતા શક્તિશાળી હોય છે અને અણુઓને નાના કદમાં દબાવી દેવામાંથી રોકે છે. જો અભિધારણા (b) સાચી હોય તો પ્રાયોગિક માહિતી (વાસ્તવિક વાયુઓ) અને સૈદ્ધાંતિક રીતે બોઈલના નિયમ પરથી ગણેલા મૂલ્યો (આદર્શ વાયુ) એકબીજા સાથે સુસંગત (coincide) થવા જોઈએ.

વાસ્તવિક વાયુઓ આદર્શ વાયુઓના નિયમોથી વિચલન દર્શાવે છે. કારણ કે અણુઓ એકબીજા સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે. ઊંચા દબાણે વાયુઓના અણુઓ એકબીજાની ખૂબ જ નજીક હોય છે. આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાની શરૂઆત થાય છે. ઊંચા દબાણે અણુઓ પાત્રની દીવાલ સાથે પૂરતી અથડામણથી અથડાતા નથી, કારણ કે આ અણુઓ બીજા અણુઓ વડે આણ્વીય આકર્ષણ બળને લીધે પાછા ખેંચાય છે. આ અણુઓ વડે પાત્રની દીવાલ પરના અણુમાંથી ક્રિયાશીલ થતાં દબાણ પર અસર પાડે છે. આથી આદર્શ વાયુથી ક્રિયાશીલ થતાં દબાણ કરતાં ઓછું દબાણ ક્રિયાશીલ થાય છે.

$$p_{\text{આદર્શ}} = p_{\text{વાસ્તવિક}} + \frac{an^2}{V^2} \qquad (5.30)$$

અવલોકિત દબાણ   સુધારેલ પદ

અહીંયા a અચળાંક છે.

અપાકર્ષણ બળો પણ સાર્થક (significant) બને છે. પારસ્પરિક અપાકર્ષણ ટૂંકા વિસ્તારની પારસ્પરિક ક્રિયાઓ છે અને અણુઓ લગભગ સંપર્કમાં હોય ત્યારે અસરકારક હોય છે. આ પરિસ્થિતિ ઊંચા દબાણે હોય છે. અપાકર્ષણ બળો અણુઓને પણ અભેદ્ય ગોળા તરીકે વર્તન કરાવે છે. અણુઓ વડે રોકાયેલ કદ સાર્થક (significant) બને છે કારણ કે V કદમાં ઘૂમવાને બદલે હવે (V–nb) કદમાં સીમિત થાય છે. જ્યાં nb અણુઓના તેમના કદ વડે રોકાયેલું લગભગ કુલ કદ છે. અહીંયા b અચળાંક છે. દબાણ અને કદને માટે સુધારાને ધ્યાનમાં લઈએ તો સમીકરણ (5.17) નીચે પ્રમાણે ફરી લખી શકાય.

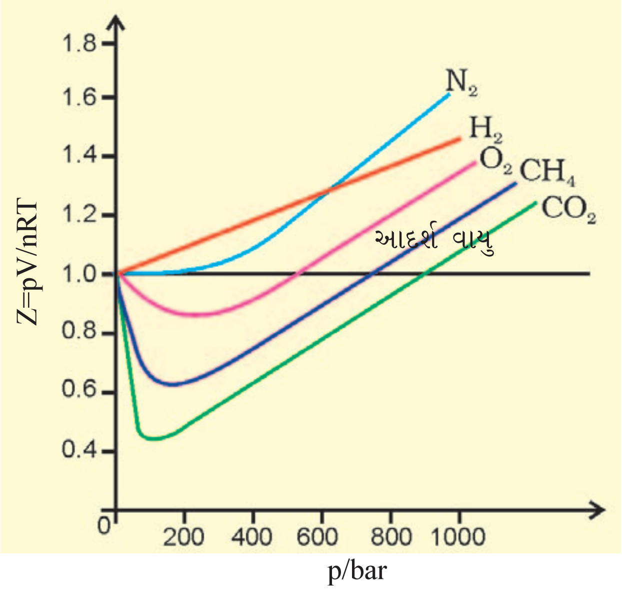
$$\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \qquad (5.31)$$

સમીકરણ (5.31) વાન્ ડર વાલ્સ સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે. આ સમીકરણમાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. અચળાંકો a અને b વાન્ ડર વાલ્સ અચળાંકો કહેવાય છે અને તેમનાં મૂલ્યો વાયુઓની લાક્ષણિકતા પર આધાર રાખે છે. 'a'નું મૂલ્ય વાયુમાં જ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોની માત્રાનું માપ છે અને તે તાપમાન અને દબાણથી સ્વતંત્ર છે.

ઘણા નીચા તાપમાને આંતરઆણ્વીય બળો અસરકારક બને છે. અણુઓ ઓછી સરેરાશ ઝડપથી ફરતા હોય તો આકર્ષણ બળોને કારણે તેઓ એકબીજાથી બંદીવાન (captured) થાય છે. વાસ્તવિક વાયુઓ જ્યારે તાપમાન અને દબાણ એવી પરિસ્થિતિમાં હોય કે આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળો હકીકતરૂપે નગણ્ય જેવા હોય તેવા સમયે આદર્શ વર્તણૂક બતાવશે. જો દબાણ શૂન્ય તરફ જવા લાગે તો આદર્શ વર્તણૂકનું વિચલન **સંકોચનીયતા અવયવ** (compressibility factor) Zના રૂપમાં માપી શકાય છે. તે pV અને nRTનો ગુણોત્તર છે.

$$Z = \frac{pV}{nRT} \qquad (5.32)$$

આદર્શ વાયુ માટે બધા જ તાપમાન અને દબાણે $Z = 1$ થાય છે કારણ કે $pV = nRT$. Z વિરુદ્ધ pનો આલેખ દબાણ અક્ષ(આકૃતિ 5.10)ને સમાંતર સીધી રેખા હોય છે. જે વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન દર્શાવે છે તેમાં



આકૃતિ 5.10 કેટલાક વાયુઓ માટે સંકોચનિયતા અવયવમાં વિચરણ

Zનું મૂલ્ય એકથી વિચલિત થાય છે. ખૂબ નીચા દબાણે બધા જ વાયુઓ $Z = 1$ દર્શાવે છે અને આદર્શ વાયુ તરીકે વર્તે છે.

ઊંચા દબાણે બધા વાયુઓ માટે $Z > 1$ હોય છે. આ વાયુઓને સંકોચવા મુશ્કેલ હોય છે. મધ્યવર્તી દબાણે મોટા ભાગના વાયુઓ માટે $Z < 1$ હોય છે. **આમ, વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવશે, જ્યારે ધારણ કરેલું કદ એટલું વધારે હોય છે કે જેની સરખામણીમાં અણુઓનું કદ અવગણી શકાય.** બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો જ્યારે દબાણ ઘણા નીચા હોય છે ત્યારે વાયુની વર્તણૂક વધારે ને વધારે આદર્શ વર્તણૂક તરફ જાય છે. કેટલા દબાણ સુધી વાયુ આદર્શ નિયમોને અનુસરશે, તેનો આધાર વાયુના સ્વભાવ અને તાપમાન પર રહેલ છે. જે તાપમાને વાસ્તવિક દબાણના ગણતરીપાત્ર ગાળામાં આદર્શ વાયુ નિયમોને પાળે છે. તે તાપમાનને **બોઈલ તાપમાન અથવા બોઈલ બિંદુ કહે છે.** વાયુનું બોઈલ બિંદુ તેના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. તેમના બોઈલ બિંદુની ઉપર વાસ્તવિક વાયુ આદર્શપણાથી ધન વિચલન દર્શાવે છે અને Zના મૂલ્યો એક કરતાં વધારે હોય છે. અણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણ બળો ઘણા નબળાં હોય છે. બોઈલ તાપમાનથી નીચે વાસ્તવિક વાયુઓ શરૂઆતમાં Z મૂલ્યોમાં ઘટાડો, દબાણના વધારા સાથે દર્શાવે છે. જે નિમ્નતમ મૂલ્ય પર પહોંચે છે. દબાણમાં વધારો કરતાં Zનું મૂલ્ય સતત રીતે વધે છે. ઉપરની સમજૂતી દર્શાવે છે કે નીચા દબાણે અને ઊંચા તાપમાને વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. આ પરિસ્થિતિઓ જુદા જુદા વાયુઓ માટે જુદી જુદી હોય છે.

જો આપણે નીચેનું નિરૂપણ નોંધીએ તો Zની સાર્થકતામાં વધારે સમજણ મળી શકે છે.

$$Z = \frac{pV_{\text{વાસ્તવિક}}}{nRT} \qquad (5.33)$$

જો વાયુ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવશે તો $V_{\text{આદર્શ}} = \frac{nRT}{p}$, $\frac{nRT}{p}$નું મૂલ્ય સમીકરણ (5.33)માં મૂકીએ તો –

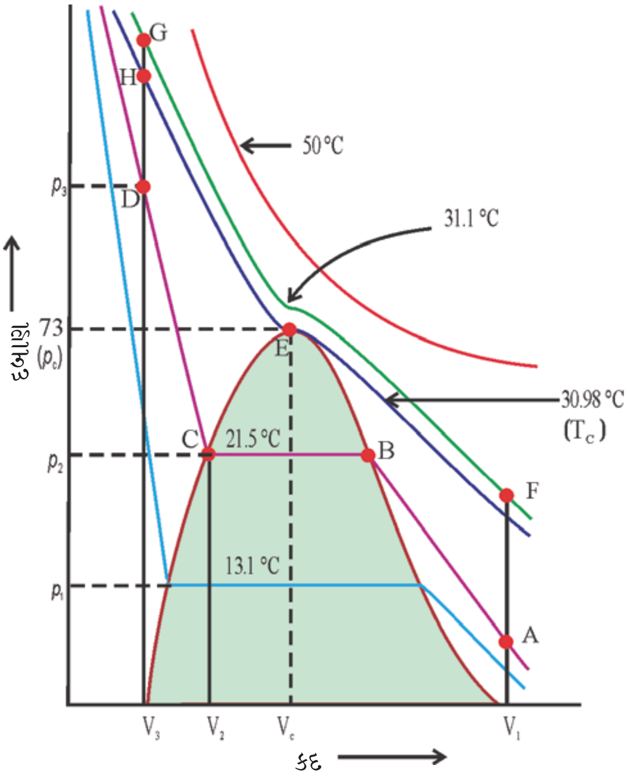
$$Z = \frac{V_{\text{વાસ્તવિક}}}{V_{\text{આદર્શ}}} \qquad (5.34)$$

સમીકરણ (5.34) પરથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે સંકોચનીયતા અવયવ ખરેખર મોલર કદ અને વાયુ તે તાપમાને અને દબાણે આદર્શ વાયુ એમ ગણતા મળેલા મોલર કદનો ગુણોત્તર છે.

હવે પછીના વિભાગોમાં આપણે જોઈશું કે વાયુમય અવસ્થા અને પ્રવાહી અવસ્થા વચ્ચે ભેદ પાડવા શક્ય નથી અને પ્રવાહીને આપણે નાના કદ અને ઘણા ઊંચા આણ્વીય આકર્ષણના વિસ્તારમાં વાયુમય કક્ષાનું સાતત્ય ગણી શકીએ. આપણે એ પણ જોઈશું કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે જરૂરી પરિસ્થિતિઓના પ્રાક્કથનો માટે વાયુઓના સમતાપનો ઉપયોગ કરીશું.

5.9 વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ (Liquifaction of Gases)

બન્ને પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થામાં પદાર્થના દબાણ-કદ-તાપમાનના સંબંધોની માહિતી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના જુદા જુદા તાપમાને મળેલા સમતાપના એન્ડ્રુઝે (Andrews) આલેખ તૈયાર કર્યા (આકૃતિ 5.11). પાછળથી એ પણ જાણવા મળ્યું કે વાસ્તવિક વાયુઓ પણ કાર્બન ડાયૉક્સાઇડની જેમ જ વર્તે છે. એન્ડ્રુઝે નોંધ્યું કે ઊંચા તાપમાને સમતાપ આદર્શ વાયુના સમતાપ જેવા જ જણાય છે અને ઊંચા દબાણે તેઓનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકતું નથી. જેમ જેમ તાપમાન નીચું લાવવામાં આવે છે તેમ તેમ વક્રનો આકાર બદલાય છે અને માહિતી આદર્શ વર્તણૂકથી નોંધપાત્ર વિચલન દર્શાવે છે. 30.98 °C તાપમાને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ 73 વાતાવરણ દબાણ સુધી વાયુ રહે



આકૃતિ 5.11 જુદા જુદા તાપમાને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના સમતાપ

છે (આકૃતિ 5.11માં બિંદુ E). 73 વાતાવરણના દબાણે સૌ પ્રથમ વખત પ્રવાહી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ દેખાયો. 30.98 ^{0}C તાપમાનને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડનું **ક્રાંતિક તાપમાન (T_c)** કહેવાય છે. આ સૌથી ઊંચું તાપમાન છે, જ્યારે પ્રવાહી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ અવલોકિત થાય છે. આથી ઊંચા તાપમાને તે વાયુ હોય છે. ક્રાંતિક તાપમાને એક મોલ વાયુનું **કદ ક્રાંતિક કદ (V_c)** અને આ તાપમાને વાયુનું દબાણ **ક્રાંતિક દબાણ (P_c)** કહેવાય છે. આ ક્રાંતિક તાપમાન, દબાણ અને કદ ક્રાંતિક અચળાંક કહેવાય છે. ત્યાર બાદ દબાણમાં વધારો કરવામાં આવે તો પ્રવાહી કાર્બન ડાયૉક્સાઇડને માત્ર સંકોચે છે અને વક્ર પ્રવાહીનું સંકોચન દર્શાવે છે અને ઊભી લીટી પ્રવાહીનો સમતાપ દર્શાવે છે. થોડુંક પણ સંકોચન દબાણમાં તીવ્ર (steep) વધારો પ્રવાહીનું ઘણું ઓછું સંકોચન દર્શાવે છે. 30.98 ^{0}C કરતાં નીચા તાપમાને સંકોચન પામતા વાયુની વર્તણૂક અલગ હોય છે. 21.5 ^{0}C તાપમાને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ તરીકે બિંદુ B સુધી રહે છે. બિંદુ B એ અમુક કદનું પ્રવાહી દેખાય છે. વધારે સંકોચનથી દબાણમાં ફેર પડતો નથી. પ્રવાહી અને વાયુમય કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ સાથે સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે અને વધારે દબાણ લાગુ પાડતાં વધારે વાયુના સંઘનન(condensation)માં પરિણમે છે અને તે C બિંદુ સુધી રહે છે. બિંદુ Cએ બધો જ વાયુ સંઘનન પામે છે અને વધુ દબાણ લગાડતા માત્ર પ્રવાહીને સંકોચે છે જે સીધો (steep) વધારો દર્શાવે છે. કદમાં થોડા સંકોચન V_2 થી V_3ના પરિણામે દબાણમાં સીધો વધારો P_2થી P_3 થાય છે (આકૃતિ 5.11). 30.98 ^{0}C તાપમાને (ક્રાંતિક તાપમાન) દરેક વક્ર સરખું જ વલણ દર્શાવે છે. માત્ર આડી રેખાની લંબાઈ નીચા તાપમાને વધે છે. ક્રાંતિક બિંદુએ સમતાપની આડી રેખા એક બિંદુમાં ફેરવાય છે. આમ આપણે જોઈએ છીએ કે આકૃતિ 5.11માં બિંદુ A વાયુમય અવસ્થા દર્શાવે છે. D જેવું બિંદુ પ્રવાહી અવસ્થા દર્શાવે છે અને ઘુમ્મટ(dome)ની અંદરના બિંદુ પ્રવાહી અને વાયુમય કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ સંતુલનમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બધા જ વાયુઓને નિશ્ચિત તાપમાને સંકોચન કરતાં (સમતાપી સંકોચન) કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ જેવી જ વર્તણૂક દર્શાવે છે. ઉપરની ચર્ચા દર્શાવે છે કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે તેમના ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચે ઠંડા પાડવા જોઈએ. વાયુનું ક્રાંતિક તાપમાન એ એટલું સૌથી ઊંચું તાપમાન છે, જ્યારે વાયુનું સૌપ્રથમ વાર પ્રવાહીકરણ થાય છે. કાયમી વાયુઓ તરીકે ઓળખાતા વાયુઓ (વાયુઓ જે Z મૂલ્યમાં સતત ધન વિચલન દર્શાવે છે) ઠંડક અને ગણનાપાત્ર સંકોચન કરવા જરૂરી બને છે. સંકોચનને કારણે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવે છે અને ઠંડક અણુઓની હેરફેરને ધીમી કરી નાંખે છે. આથી આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા ખૂબ નજીક હોય અને ધીમી ગતિ કરતાં હોય તેવા અણુઓને ભેગા રાખે છે અને વાયુ પ્રવાહીકરણ પામે છે.

વાયુને પ્રવાહીમાં અને પ્રવાહીને વાયુમાં ફેરવવામાં એક જ પ્રક્રમ જેમાં હંમેશાં એક જ કલા હાજર હોય છે તેના વડે શક્ય છે. ઉદાહરણ તરીકે આકૃતિ 5.11માં આપણે બિંદુ Aથી F સુધી ઊભા (vertically) ખસી શકીએ અને પછી બિંદુ આ સમતાપે અચળ તાપમાન 31.1 ^{0}C એ સંકોચન દ્વારા બિંદુ G એ પહોંચી શકીએ છીએ અને દબાણ વધશે. હવે આપણે સીધા (vertically) નીચે D તરફ તાપમાન ઘટાડીને પહોંચી શકીએ છીએ. આપણે જેવા ક્રાંતિક સમતાપ પર H બિંદુને ઓળંગીએ છીએ ત્યારે પ્રવાહી મળે છે. આપણે પ્રવાહી મેળવીને પૂર્ણ કરીએ છીએ, પરંતુ શ્રેણીબદ્ધ ફેરફારોના બે કલા વિસ્તારમાંથી પસાર થતાં નથી. પ્રક્રમ ક્રાંતિક તાપમાને ચાલુ રાખીએ તો પદાર્થ હંમેશાં એક જ કલામાં રહે છે.

આમ પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થા વચ્ચે સાતત્ય (continuity) હોય છે. આ સાતત્યને ઓળખવા માટે પ્રવાહી કે વાયુ માટે દ્રવ (fluid) પર્યાય વપરાય છે. આમાં પ્રવાહી ખૂબ જ ઘટ્ટ વાયુ તરીકે જોઈ શકીએ. જ્યારે દ્રવ ક્રાંતિક તાપમાન અને દબાણથી નીચે હોય ત્યારે અને તેનું દબાણ અને કદ ઘુમ્મટની નીચે હોય ત્યારે પ્રવાહી અને વાયુ વચ્ચેનો ભેદ પારખી શકાય છે. આ પરિસ્થિતિમાં પ્રવાહી અને વાયુ સંતુલન હેઠળ છે અને તેથી તે બે કલાને અલગ કરતી સપાટી જ દૃશ્યમાન થાય છે. આ સપાટીની ગેરહાજરીમાં બન્ને અવસ્થાઓ વચ્ચે ભેદ કરવાનો કોઈ મૂળ રસ્તો નથી. ક્રાંતિક તાપમાને પ્રવાહી વાયુ અવસ્થામાં અભેદ્ય રીતે અને સતત રીતે પસાર થાય છે. બન્નેને અલગ કરતી સપાટી અદૃશ્ય થાય છે (વિભાગ 5.10.1). વાયુને ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચા તાપમાને દબાણ લાગુ પાડીને પ્રવાહી બનાવી શકાય અને તેને પદાર્થની **બાષ્પ** કહે છે. કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ વાયુ ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચે કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ બાષ્પ કહેવાય છે. કેટલાક સામાન્ય પદાર્થો માટે ક્રાંતિક અચળાંકો કોષ્ટક 5.4માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 5.4
કેટલાક પદાર્થોના ક્રાંતિક તાપમાન અને ક્રાંતિક દબાણ

પદાર્થ	T_c/K	p_c/bar	V_c/dm^{3}mol^{-1}
H_2	33.2	12.97	0.0650
He	5.3	2.29	0.0577
N_2	126.0	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

કોયડો 5.5

વાયુઓ લાક્ષણિક ક્રાંતિક તાપમાન ધરાવે છે. જે વાયુ કણો વચ્ચેના આંતરઆણ્વીય બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે. એમોનિયા અને કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના ક્રાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 405.5 K અને 304.10 K છે. જો તમે 500 Kથી વાયુઓના ક્રાંતિક તાપમાન સુધી ઠંડા પાડવાનું શરૂ કરો તો કયો વાયુ પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે ?

ઉકેલ :

એમોનિયા પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે કારણ કે તેનું ક્રાંતિક તાપમાન પહેલું આવશે. CO_2ના પ્રવાહીકરણ માટે વધારે ઠંડકની જરૂર પડશે.

5.10 પ્રવાહી અવસ્થા (Liquid State)

આંતરઆણ્વીય બળો વાયુમય અવસ્થા કરતાં પ્રવાહી અવસ્થામાં વધુ પ્રબળ હોય છે. પ્રવાહીના અણુઓ એકબીજાની એટલા નજીક હોય છે કે તેમની વચ્ચે ખાલી અવકાશ ઘણો ઓછો હોય છે અને સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં પ્રવાહી વાયુ કરતાં વધારે ઘટ્ટ હોય છે.

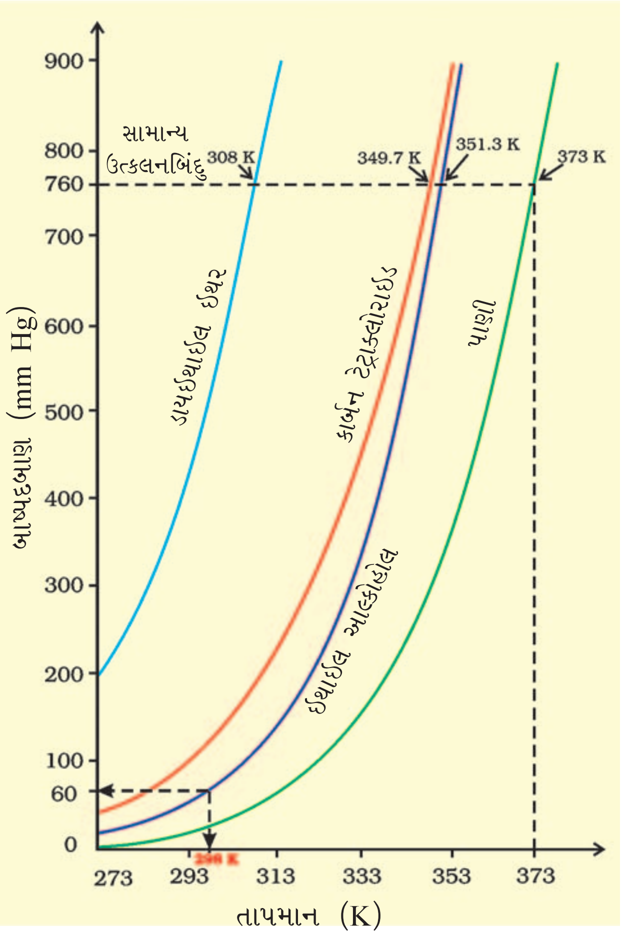
પ્રવાહીમાંના અણુઓ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોને લીધે ભેગા ગોઠવાઈ રહે છે. પ્રવાહીને ચોક્કસ કદ હોય છે, કારણ કે અણુઓ એકબીજાથી અલગ પડતાં નથી. પ્રવાહીના અણુઓ એકબીજાની આગળ મુક્ત રીતે ખસી શકે છે અને તેથી જ પ્રવાહી વહી શકે છે, અને તેને રેડી શકાય છે, અને તેમને જેમાં ભર્યા હોય તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે. નીચેના વિભાગોમાં પ્રવાહીના કેટલાક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવાં કે બાષ્પદબાણ, પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા વિશે જાણકારી મેળવીશું.

5.10.1 બાષ્પદબાણ (Vapour Pressure)

એક શૂન્યાવકાશ કરેલા પાત્રમાં જો અંશતઃ પ્રવાહી ભરવામાં આવે તો પ્રવાહીનો કેટલોક ભાગ બાષ્પીભવન પામી પાત્રના બાકીના કદને ભરી દે છે. પ્રારંભમાં પ્રવાહી બાષ્પીભવન પામે છે અને બાષ્પ વડે દીવાલો પરનું દબાણ (બાષ્પદબાણ) વધતું જાય છે અને કેટલાક સમય પછી તે અચળ થાય છે અને પ્રવાહી કલા - તથા બાષ્પકલા વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ તબક્કે જે બાષ્પદબાણ હોય તેને **સંતુલન બાષ્પદબાણ અથવા સંતૃપ્ત બાષ્પદબાણ કહે છે.** બાષ્પીભવન તાપમાન પર આધારિત હોવાથી બાષ્પદબાણ દર્શાવતી વખતે તાપમાન દર્શાવવું જ જોઈએ.

જ્યારે પ્રવાહીને ખુલ્લા પાત્રમાં ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે સપાટી પરથી પ્રવાહી બાષ્પમાં ફેરવાય છે. એ તાપમાને કે જ્યારે પ્રવાહીની બાષ્પનું દબાણ બાહ્ય દબાણ જેટલું જ થાય છે ત્યારે પ્રવાહીના બધા જ જથ્થામાં બાષ્પીભવન થઈ શકે છે અને બાષ્પ પર્યાવરણમાં (surrounding) મુક્તપણે વિસ્તરે છે. બધા જ પ્રવાહીમાં બાષ્પની મુક્ત બાષ્પીભવનની સ્થિતિને ઉત્કલન કહે છે. જે તાપમાને પ્રવાહીનું બાષ્પદબાણ બાહ્યદબાણ જેટલું થાય છે ત્યારે તે તાપમાનને ઉત્કલનબિંદુ કહેવાય છે. આકૃતિ 5.12માં કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના જુદા જુદા તાપમાને બાષ્પદબાણ આપ્યા છે. 1 વાતાવરણ દબાણે ઉત્કલનબિંદુને **સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ** કહે છે. જો દબાણ 1 bar હોય તો ઉત્કલનબિંદુને પ્રવાહીનું **પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ** કહે છે. પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ કરતાં થોડું ઓછું હોય છે. કારણ કે 1 bar દબાણ 1 વાતાવરણ દબાણ કરતાં ઓછું હોય છે. પાણીનું સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ 100 ^oC (373 K) છે અને પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ 99.6 ^oC (372.6 K) છે.

વધારે ઊંચાઈવાળી જગ્યાએ વાતાવરણ દબાણ ઓછું હોય છે. આથી પ્રવાહી દરિયાની સપાટીથી વધારે ઊંચાઈ પર નીચા તાપમાને ઉકળે છે. ટેકરીઓ પર પાણી નીચા તાપમાને ઉકળે છે, માટે ખોરાક રાંધવા માટે પ્રેશર કૂકરનો ઉપયોગ થાય



આકૃતિ 5.12 કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના બાષ્પદબાણ વિરુદ્ધ તાપમાનના વક્ર

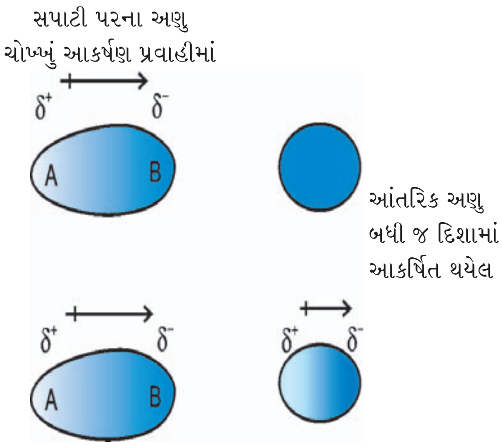
છે. હૉસ્પિટલના વાઢકાપના સાધનોને ઓટોક્લેવમાં જંતુમુક્ત કરવામાં આવે છે, જ્યાં પાણીનું ઉત્કલનબિંદુ વાતાવરણના દબાણથી ઊંચા દબાણે વજન ધરાવતા દ્વારના ઉપયોગથી વધારાય છે.

બંધપાત્રમાં પાણીને ગરમ કરતાં તે ઉકળતું નથી. ગરમ કરવાથી બાષ્પ દબાણ સતત વધ્યા જ કરે છે. શરૂઆતમાં પ્રવાહી અને બાષ્પ વચ્ચે સ્પષ્ટ સીમા દેખાય છે કારણ કે પ્રવાહી વાયુ કરતાં વધારે ઘટ્ટ છે. તાપમાન જેમ જેમ વધે છે તેમ તેમ વધારે અણુ બાષ્પ કલામાં જાય છે અને બાષ્પની ઘનતા વધે છે. તે જ સમયે પ્રવાહી ઓછું ઘટ્ટ થાય છે અને તે વિસ્તરે છે. કારણ કે અણુઓ એકબીજાથી અલગ ઘૂમે છે. જ્યારે પાણીની ઘનતા અને બાષ્પની ઘનતા સરખા થાય છે ત્યારે પ્રવાહી અને બાષ્પ વચ્ચેની સીમા (સરહદ) અદૃશ્ય થાય છે. આ તાપમાનને **ક્રાંતિક તાપમાન** કહે છે. જેની આપણે વિભાગ 5.9માં ચર્ચા કરી ગયા છીએ.

5.10.2 પૃષ્ઠતાણ (Surface Tension)

એ ખૂબ જ જાણીતું છે કે પ્રવાહી પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે તો શા માટે પારાના નાના ટીપાં સપાટી પર પ્રસરી જવાને બદલે ગોળાકાર મણકા (bead) બનાવે છે. નદીના તળિયે રહેલા માટીના કણો શા માટે અલગ અલગ રહે છે પણ જ્યારે બહાર કાઢીએ છીએ ત્યારે ભેગા થઈ જાય છે ? પાતળી કેશાકર્ષણ નળી પ્રવાહીની સપાટીને અડકે છે ત્યારે પ્રવાહી શા માટે તેમાં ઉપર ચઢે છે ? (અથવા નીચે પડે છે) આ બધી જ ઘટનાઓ પ્રવાહીના એક લાક્ષણિક ગુણધર્મને કારણે છે જેને **પૃષ્ઠતાણ** કહે છે. પ્રવાહીના જથ્થામાં અણુ બધી જ બાજુએથી એકસરખું આંતરઆણ્વીય બળ અનુભવે છે. આથી અણુ કોઈ ચોખ્ખું (net) બળ અનુભવતું નથી, પરંતુ સપાટી પરના અણુ પરનું ચોખ્ખું આકર્ષણ બળ પ્રવાહીની અંદરની તરફ તેમના અણુઓને કારણે હોય છે (આકૃતિ 5.13).

તેની ઉપર અણુઓ હોતા નથી. પ્રવાહી તેમની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઓછું કરવાના વલણ તરફ હોય છે. સપાટી પરના અણુઓ ચોખ્ખું નીચે લાગતું બળ અનુભવે છે અને તેમની ઊર્જા જથ્થામાંના અણુ કરતાં વધારે હોય છે જે ચોખ્ખું બળ અનુભવતા નથી. આથી પ્રવાહી તેમની સપાટી પર ઓછામાં ઓછી સંખ્યામાં અણુઓ હોવાનું વલણ ધરાવે છે. જો પ્રવાહીની સપાટી જથ્થામાંથી અણુને ખેંચીને વધારવામાં આવે તો લાગતા આકર્ષણ બળોની ઉપરવટ થવું પડે છે. આ ઊર્જાનો ખર્ચ કરશે. પ્રવાહીની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ વધારવા માટે એક એકમ ઊર્જા જરૂરી બને છે. તેને સપાટી ઊર્જા કહે છે. તેના પરિમાણ Jm^{-2} છે. પૃષ્ઠતાણની વ્યાખ્યા આ પ્રમાણે



આકૃતિ 5.13 પ્રવાહી સપાટી પરના અણુ પર લાગતું બળ અને પ્રવાહીની અંદરના અણુ પર લાગતું બળ

આપી શકાય. પૃષ્ઠતાણ પ્રવાહીની સપાટી પર દોરેલા લંબની એકમ લંબાઈ પર લાગતું બળ છે. તે ગ્રીક અક્ષર γ (ગેમા)થી દર્શાવાય છે અને તેનો પરિમાણ kg s^{-2} અને SI એકમ Nm^{-1} છે. પ્રવાહીની સૌથી નીચી ઊર્જા અવસ્થા ત્યારે હશે, જ્યારે સપાટી ક્ષેત્રફળ નિમ્નતમ હશે ત્યારે ગોળાકાર આકાર આ શરતને સંતોષે છે. આથી જ પારાના બિંદુઓનો આકાર ગોળાકાર હોય છે. આથી જ કાચની તીણી ધારોને લીસી બનાવવા માટે તેમને ગરમ કરવામાં આવે છે. ગરમ કરવાથી કાચ પીગળે છે અને પ્રવાહીની સપાટી ગોળાકાર આકાર ધરાવવાનું વલણ રાખે છે. જેને લીધે ધારો લીસી બને છે. આને કાચનું અગ્નિ પોલિશિંગ (fire polishing) કહે છે.

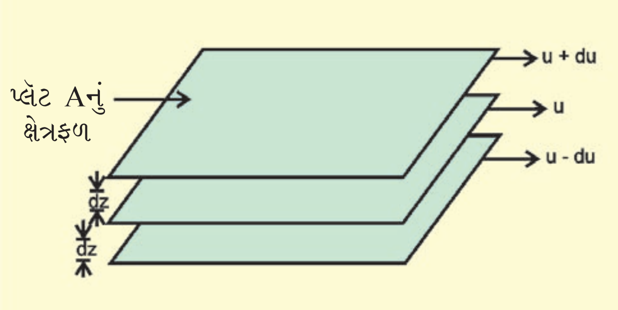
પૃષ્ઠતાણને લીધે પ્રવાહી કેશાકર્ષણ નળીમાં ઉપર ચઢવાનું અથવા નીચે ઉતરવાનું વલણ દર્શાવે છે. પ્રવાહી વસ્તુઓને ભીની કરે છે, કારણ કે તેમની સપાટી પર પાતળા પડ તરીકે તે ફેલાઈ જાય છે. ભીની માટીના કણો એકબીજા તરફ ખેંચાયેલા રહે છે, કારણ કે પાણીની પાતળા પડની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઘટે છે. પ્રવાહીની સપાટીને ખેંચવાનો ગુણધર્મ આપવાનું કાર્ય પૃષ્ઠતાણ કરે છે. સપાટ સપાટી પર નાના બિંદુ ગુરુત્વને કારણે થોડા સપાટ બને છે, પરંતુ ગુરુત્વમુક્ત વાતાવરણમાં તે સંપૂર્ણપણે ગોળાકાર હોય છે.

પ્રવાહીના પૃષ્ઠતાણની માત્રા અણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણ બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે, જ્યારે આકર્ષણ બળો વધારે હોય છે ત્યારે પૃષ્ઠતાણ વધારે હોય છે. તાપમાનનો વધારો ગતિજ ઊર્જામાં વધારો કરે છે અને આંતરઆણ્વીય આકર્ષણોની અસરકારકતા ઘટાડે છે. તેથી તાપમાન વધારવાથી પૃષ્ઠતાણ ઘટે છે.

5.10.3 સ્નિગ્ધતા (Viscosity)

આ પ્રવાહીનો એક લાક્ષણિક ગુણધર્મ છે, જ્યારે પ્રવાહી એકબીજા પર ખસીને વહે છે ત્યારે પ્રવાહીના સ્તરો વચ્ચે આંતરિક ઘર્ષણને લીધે ઉત્પન્ન અવરોધના માપનને સ્નિગ્ધતા કહે છે. અણુઓ વચ્ચેના પ્રબળ આંતરઆણ્વીય બળો તેમને ભેગા રાખે છે અને સ્તરોને એકબીજા પર ખસવામાં અવરોધ ઊભો કરે છે.

જ્યારે પ્રવાહી નિશ્ચિત સપાટી પર વહે ત્યારે સપાટીની તદ્દન નજીકની સંપર્ક સપાટીમાં અણુઓનું સ્તર સ્થિર હોય છે. ઉપરના સ્તરનો વેગ સ્થિર (fixed) સ્તરનું અંતર વધે છે ત્યારે વધે છે. આ પ્રકારનો પ્રવાહ જેમાં એક સ્તરમાંથી બીજા સ્તરમાં નિયમિત વેગમાં પ્રવણતા (વધારો)(gradation)ને **પટલીય પ્રવાહ** (laminar flow) કહે છે. આપણે કોઈ સ્તરને પસંદ કરીએ (આકૃતિ 5.14) તેની ઉપરનું સ્તર તેનો પ્રવાહ વધારે છે અને તેનું નીચેનું સ્તર પ્રવાહ ઘટાડે છે.



આકૃતિ 5.14 પટલીય પ્રવાહમાં વેગની પ્રવણતા

જો dz અંતરે સ્તરની ગતિ du જેટલા મૂલ્યથી બદલાય તો વેગ પ્રવણતા $\frac{du}{dz}$ તરીકે આપી શકાય. સ્તરોના પ્રવાહને જાળવી રાખવા માટે બળ જરૂરી હોય છે. આ બળ સ્તરના સંપર્કના ક્ષેત્રફળ અને વેગ પ્રવણતાના ગુણાકારને સમપ્રમાણ હોય છે એટલે કે,

$F \propto A$ (A સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ છે.)

$F \propto \frac{du}{dz}$ (જ્યાં, $\frac{du}{dz}$ વેગ પ્રવણતા છે; અંતર સાથે વેગમાં ફેરફાર)

$$F \propto A\frac{du}{dz}$$

$$\Rightarrow F = \eta A\frac{du}{dz}$$

જ્યાં 'η' સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. જેને **સ્નિગ્ધતાનો ગુણાંક** કહે છે. સ્નિગ્ધતા ગુણાંક વેગ પ્રવણતા એક હોય અને સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ એકમ ક્ષેત્રફળ હોય ત્યારનું બળ છે. η સ્નિગ્ધતાનું માપન છે અને સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ 1 ન્યુટન સેકન્ડ પ્રતિ ચોરસ મીટર (Nsm^{-2}) = પાસ્કલ સેકન્ડ (Pa s = 1 kg $m^{-1}s^{-1}$). CGS પદ્ધતિમાં સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ પોઇસ (મહાન વૈજ્ઞાનિક જીન લાઉઝી પોઇસુલી (Jean Louise Poiseuille)ની યાદમાં) છે.

$$1 \text{ poise} = 1 \text{ g cm}^{-1}\text{s}^{-1} = 10^{-1} \text{ kg m}^{-1} \text{s}^{-1}$$

જેટલી વધારે સ્નિગ્ધતા તેટલું પ્રવાહી ધીમું વહેશે. હાઇડ્રોજન બંધ અને વાન્ ડર વાલ્સ બળો ઊંચી સ્નિગ્ધતા માટે કારણરૂપ હોય છે. કાચ અતિશય સ્નિગ્ધ પ્રવાહી છે. એ

એટલો સ્નિગ્ધ છે કે તેના ઘણા ગુણધર્મો ઘન પદાર્થ સાથે સામ્યતા ધરાવે છે. કાચનો વહન થવાનો ગુણધર્મ જૂના મકાનોની બારીઓની જાડાઈનું માપન કરીને અનુભવી શકાય. તેઓ ઉપર કરતાં તળિયે વધારે જાડા હોય છે.

તાપમાન વધે તેમ પ્રવાહીની સ્નિગ્ધતા ઘટે છે, કારણ કે ઊંચા તાપમાને અણુઓ ઊંચી ગતિજ ઊર્જા ધરાવે છે અને સ્તરો વચ્ચે એકબીજા પરથી પસાર થવામાં આંતરઆણ્વીય બળોને ઉપરવટ થઈ જાય છે.

સારાંશ

દ્રવ્યના કણો વચ્ચે આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળો કાર્ય કરે છે. આ બળો બે એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભવતા સ્થિરવિદ્યુતીય બળોથી અલગ પડે છે. ઉપરાંત આ બળોમાં સહસંયોજક બંધ દ્વારા સહસંયોજક અણુમાં પરમાણુઓને ભેગા રાખતા બળોનો પણ સમાવેશ થતો નથી. ઉષ્મીય ઊર્જા અને આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા વચ્ચેની હરીફાઈ દ્રવ્યની અવસ્થા નક્કી કરે છે. દ્રવ્યના 'જથ્થાત્મક' ગુણધર્મો જેવાં કે વાયુઓની વર્તણૂક, ઘન અને પ્રવાહીની ખાસિયતો અને અવસ્થામાં ફેરફાર ઘટક કણોની ઊર્જા પર અને તેમની વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયાઓના પ્રકાર પર આધાર રાખે છે. પદાર્થના રાસાયણિક ગુણધર્મો અવસ્થામાં ફેરફાર સાથે બદલાતા નથી, પરંતુ તેમની પ્રક્રિયાત્મકતા તેમની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે.

વાયુ અણુઓ વચ્ચે પારસ્પરિક બળો નગણ્ય (નહિવત્) હોય છે અને તે રાસાયણિક સ્વભાવથી લગભગ સ્વતંત્ર છે. કેટલીક અવલોકનીય ગુણધર્મો જેમકે દબાણ, કદ, તાપમાન અને દળનો એકબીજા પરના આધાર (interdependence) પરથી જુદા જુદા વાયુ નિયમો વાયુઓના પ્રાયોગિક અભ્યાસ પરથી મેળવવામાં આવ્યા. **બોઈલનો નિયમ** નિવેદિત કરે છે કે સમતાપી પરિસ્થિતિમાં નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ તેના કદના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. **ચાર્લ્સનો નિયમ** સમભારીય (isobaric) પરિસ્થિતિમાં કદ અને નિરપેક્ષ તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ છે. તે નિવેદિત કરે છે કે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું કદ નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે ($V \alpha T$) જો વાયુની અવસ્થાને p_1, V_1 અને T_1 વડે રજૂ કરવામાં આવે અને તે બીજી અવસ્થામાં p_2, V_2 અને T_2 એ ફેરવાય તો આ બન્ને અવસ્થાઓ વચ્ચેનો સંબંધ સંયુક્ત વાયુ નિયમો પ્રમાણે આપી શકાય. જેથી, $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$. જો આમાંના કોઈ પણ પાંચ ચલો (variables) જાણતા હોઈએ તો બાકીનો કોઈ પણ ચલ નક્કી કરી શકીએ છીએ. **એવોગેડ્રો નિયમ** નિવેદિત કરે છે કે બધા જ વાયુઓના સમાન કદ, સમાન તાપમાન અને દબાણની પરિસ્થિતિમાં સરખી સંખ્યામાં અણુ ધરાવે છે. **ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ** નિવેદિત કરે છે કે એકબીજા પ્રક્રિયા ન કરતા વાયુઓ માટે કુલ દબાણ દરેક વાયુના આંશિક દબાણના સરવાળા બરાબર થાય છે. આમ, $p = p_1 + p_2 + p_3 + ...$ દબાણ, તાપમાન, કદ અને વાયુઓના મોલની સંખ્યા વચ્ચેના તેની અવસ્થાનું વર્ણન કરે છે અને તેને વાયુનું અવસ્થા સમીકરણ કહે છે. આદર્શ વાયુ માટે અવસ્થા સમીકરણ $pV = nRT$ છે. જ્યાં R વાયુ અચળાંક છે અને તેનું મૂલ્ય દબાણ, તાપમાન અને કદ માટે પસંદ કરાયેલા એકમો પર આધાર રાખે છે.

ઊંચા દબાણે અને નીચા તાપમાને આંતરઆણ્વીય બળો વાયુના અણુઓ વચ્ચે પ્રબળતાપૂર્વક કાર્ય કરતાં થાય છે કારણ કે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે. યોગ્ય તાપમાન અને દબાણ હેઠળની પરિસ્થિતિમાં વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે. પ્રવાહીની નાના કદ અને પ્રબળ આણ્વીય આકર્ષણોના વિસ્તારમાં વાયુ અવસ્થાના સાતત્ય (continuation) તરીકે ગણી શકાય. પ્રવાહીના કેટલાક ગુણધર્મો. દા.ત., પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા પ્રબળ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોને લીધે હોય છે.

સ્વાધ્યાય

5.1 500 dm^3 હવાનું 1 bar દબાણે સંકોચન કરી 200 dm^3 કરવા માટે 30 °C તાપમાને નિમ્નતમ કેટલું દબાણ જોઈશે ?

5.2 120 mLની ક્ષમતા ધરાવતું એક પાત્ર 35 °C તાપમાને અને 1.2 bar દબાણે અમુક વાયુ ધરાવે છે. આ વાયુને બીજા 180 mL કદવાળા પાત્રમાં 35 °C તાપમાને ભરવામાં આવ્યો. તેનું દબાણ કેટલું હશે ?

5.3 અવસ્થા સમીકરણ $pV = nRT$નો ઉપયોગ કરીને દર્શાવો કે આપેલ તાપમાને વાયુની ઘનતા તે વાયુના દબાણને સમપ્રમાણ છે.

5.4 0 °C તાપમાને વાયુના એક ઑક્સાઇડની ઘનતા 2 bar દબાણે છે તે 5 bar દબાણે રહેલા ડાયનાઇટ્રોજનના જેટલી છે. ઑક્સાઇડનું આણ્વીય દળ કેટલું હશે ?

5.5 એક આદર્શ વાયુ A ના 1 gનું દબાણ 27 °C તાપમાને 2 bar જણાયું છે. બીજા આદર્શ વાયુ Bના 2 g તે જ તાપમાને તે જ ફ્લાસ્કમાં દાખલ કરવામાં આવે છે ત્યારે દબાણ 3 bar થાય છે. તેમના આણ્વીયદળ વચ્ચેનો સંબંધ શોધો.

5.6 એક ગટર સાફ કરનાર પદાર્થ ડ્રેઇનેક્સ થોડા ઘણા પ્રમાણમાં એલ્યુમિનિયમ ધરાવે છે. તે કૉસ્ટિક સોડા સાથે પ્રક્રિયા કરી ડાયહાઇડ્રોજન ઉત્પન્ન કરે છે. જો 0.15 g એલ્યુમિનિયમ પ્રક્રિયા કરે તો 20 °C તાપમાન અને એક bar દબાણે ડાયહાઇડ્રોજન વાયુનું કેટલું કદ મળશે ?

5.7 9 dm^3ના ફ્લાસ્કમાં 27 °C તાપમાને 3.2 g મિથેન અને 4.4 g કાર્બન ડાયૉક્સાઇડના મિશ્રણ વડે કેટલું દબાણ ઉત્પન્ન થશે ?

5.8 0.5 L H_2, 0.8 bar દબાણે અને 2.0 L ડાયઑક્સિજન 0.7 bar દબાણે, એક લિટર કદ ધરાવતા પાત્રમાં 27 °C તાપમાને દાખલ કરવામાં આવ્યા. વાયુમય મિશ્રણનું દબાણ કેટલું થશે ?

5.9 27 °C તાપમાને અને 2 bar દબાણે વાયુની ઘનતા 5.46 g/dm^3 જણાઈ છે. STP એ કેટલી ઘનતા હશે ?

5.10 546 °C તાપમાને અને 0.1 bar દબાણે 34.05 mL ફૉસ્ફરસ બાષ્પનું વજન 0.0625 g થાય છે. ફૉસ્ફરસનું મોલર દળ કેટલું હશે ?

5.11 એક વિદ્યાર્થી ગોળ તળિયાવાળા ચંબુમાં 27 °C તાપમાને પ્રક્રિયા મિશ્રણ ઉમેરવાનું ભૂલી ગયો, પરંતુ તેને/તેણીએ ફ્લાસ્કને જ્યોત પર મૂક્યો. થોડા સમય ગયા બાદ તેને તેની ભૂલનું જ્ઞાન લાધ્યું અને પાયરોમીટરની મદદથી ફ્લાસ્કનું તાપમાન માપ્યું તો 477 °C જણાયું. હવાનો કેટલો ભાગ (અંશ) તેમાંથી બહાર નીકળી ગયો હશે ?

5.12 3.32 bar દબાણે 5 dm^3 કદ ધરાવતા 4.0 mol વાયુનું તાપમાન ગણો. ($R = 0.083$ bar dm^3 K^{-1} mol^{-1}).

5.13 1.4 g ડાયનાઇટ્રોજન વાયુમાં રહેલા કુલ ઇલેક્ટ્રૉનની સંખ્યા ગણો.

5.14 એક સેકન્ડમાં ઘઉંના 10^{10} દાણા જો વહેંચવામાં આવે તો એક ઍવોગેડ્રો આંક જેટલા દાણા વહેંચતા કેટલો સમય લાગશે ?

5.15 8 g ડાયઑક્સિજન અને 4 g ડાયહાઇડ્રોજનના મિશ્રણનું 1 dm^3 વાળા પાત્રમાં 27 °C તાપમાને કુલ દબાણ ગણો. ($R = 0.083$ bar dm^3 K^{-1} mol^{-1}).

5.16 નીતિભાર (pay load)ને બલૂનના દળ અને વિસ્થાપિત હવાના દળના તફાવત તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવે છે. જો 10 m ત્રિજ્યા અને 100 kg દળ ધરાવતું બલૂન 1.66 bar દબાણે અને 27°C તાપમાને હિલિયમ વડે ભરવામાં આવ્યું. તો નીતિભાર (pay load) ગણો. (હવાની ઘનતા = 1.2 kg m^{-3} અને $R = 0.083$ bar dm^3 K^{-1} mol^{-1}).

5.17 31.1°C તાપમાન અને 1 bar દબાણે 8.8 g CO_2 વડે રોકાયેલ કદ ગણો.
($R = 0.083$ bar L K^{-1} mol^{-1}.)

5.18 સમાન દબાણે 2.9 ગ્રામ એક વાયુ 95 °C તાપમાને, 0.184 g ડાયહાઇડ્રોજન 17 °C તાપમાને સરખું કદ રોકે તો વાયુનું મોલર દળ કેટલું હશે ?

5.19 ડાયહાઇડ્રોજન અને ડાયઑક્સિજનનું મિશ્રણ એક bar દબાણે ડાયહાઇડ્રોજનના 20 % જેટલું વજન ધરાવે છે. ડાયહાઇડ્રોજનનું વિભાગીય દબાણ ગણો.

5.20 pV^2T^2/n રાશિ માટે SI એકમ શું હશે ?

5.21 ચાર્લ્સ નિયમના શબ્દોમાં સમજાવો કે શા માટે –273 °C સૌથી નીચું શક્ય તાપમાન છે ?

5.22 કાર્બન ડાયૉક્સાઇડ અને મિથેનના ક્રાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 31.1 °C અને –81.9 °C છે. આમાંના કોના આંતરઆણ્વીય બળો વધુ મજબૂત હશે અને શા માટે ?

5.23 વાન્ ડર વાલ્સ પ્રાચલોની ભૌતિક સાર્થકતા (અગત્ય) સમજાવો.