द्रव्य की अवस्थाऐं : गैस एवं द्रव

(States of Matter : Gas And Liquid)

5 Chapter

INSIDE......

5.1 द्रव्य की अवस्थाऐं

5.2 अन्तर आण्विक अन्योन्य क्रियाऐं

5.2.1 *द्विध्रुव-द्विध्रुव अन्तर क्रिया*

5.2.2 *द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव अन्तर क्रिया*

5.2.3 *तात्कालिक प्रेरित द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव अन्तर क्रिया*

5.2.4 *हाइड्रोजन बन्ध*

5.3 गैसीय अवस्था

5.3.1 *गैसों के नियम*

5.4 आदर्श गैस समीकरण

5.4.1 *आदर्श व्यवहार से विचलन*

5.4.2 *आदर्श गैस व्यवहार से विचलन की वान्डरवाल्स अभिधारणायें*

5.5 डाल्टन का आंशिक दाब नियम

5.6 गैसों का विसरण

5.7 गैसों का अणुगति सिद्धान्त

5.8 गैसों का द्रवीकरण

5.8.1 *गैसों के द्रवीकरण की प्रायोगिक विधियाँ*

5.9 द्रव अवस्था

5.9.1 *वाष्प दाब*

5.9.2 *पृष्ठ तनाव*

5.9.3 *श्यानता*

5.9 पाठ्य पुस्तक के प्रश्न उत्तर

5.10 अन्य महत्वपूर्ण प्रश्न उत्तर

परिचय (Introduction)

हमारे चारो ओर उपस्थित द्रव्य तीन अवस्थाओं में पाया जाता है। ये तीन अवस्थाऐं ठोस, द्रव और गैस हैं। उदाहरण के लिये जल ठोस (बर्फ), द्रव (जल) और गैस (वाष्प) तीनों अवस्थाओं में पाया जाता है। तीनों अवस्थाओं में जल का संघटन H_2O ही रहता है। द्रव की इन तीनों अवस्थाओं में अन्तर उनके मध्य अन्तराण्विक दूरी के कारण होता है। अन्तराण्विक दूरी उनके मध्य उपस्थित अन्तराण्विक बलों पर निभर करती है।

ठोस अवस्था में उसके अवयव (अणु, परमाणु, आयन) जिनसे यह बना है परस्पर अति प्रबल आकर्षण बल के कारण एक दूसरे के इतने निकट होते हैं और दृढ़ता से संकुलित होते हैं कि गति नहीं कर सकते। इस कारण ठोस पदार्थों का निश्चित आकार तथा आयतन होता है। द्रव तथा गैस जिस पात्र में रखे जाते है उसी का आकार ग्रहण कर लेते हैं। द्रव एवं गैसों के अन्तराण्विक बलों की प्रकृति इनकी अन्त: आण्विक क्रिया एवं कणों के वेग पर निर्भर करती है।

5.1 द्रव्य की अवस्थाएँ

गैस अवस्था में अणु एक दूसरे से दूर एवं अव्यवस्थित होते हैं तथा उनके बीच आकर्षण बल नगण्य होता है। दूसरी ओर ठोस अवस्था में अणु पास में होते हैं तथा पूर्ण रूप से व्यवस्थित होते हैं। इनके बीच प्रबल आकर्षण बल होता है जो अणुओं को बांधे रखता है। द्रव इन दोनों अवस्थाओं गैस व ठोस के बीच की अवस्था होती है। इनके अणुओं के बीच गैसों की तरह ज्यादा दूरी नहीं होती अत: अणु स्वतंत्र विचरण नहीं कर सकते तथा द्रव के अणु ठोस की तरह इतने नजदीक नहीं होते कि वे व्यवस्थित आकार ग्रहण कर सके। अत: द्रव, गैस व ठोस दोनों के मध्य साम्य में रहता है। ठोस का गलनांक बिन्दु एवं द्रव का हिमांक बिन्दु दोनों एक ही बिन्दु होते हैं और दोनों ही स्थितियों में द्रव व ठोस साम्य अवस्था में रहते हैं। इसी प्रकार द्रव के क्वथनांक बिन्दु एवं वाष्पन पर द्रव एवं गैस अवस्थाओं के बीच साम्य होता है। द्रव अवस्था के गुण, गैसीय अवस्था के गणों की अपेक्षा ठोस अवस्था के गुणों के अधिक निकट होते हैं। इस बात की पुष्टि द्रव के निम्न गुणों के आधार पर की जा सकती हैं।

		भाप	जल	बर्फ
(i)	घनत्व (ग्राम सेमी.$^{-3}$ में)			
	0^0 पर		1.0	0.92
	100^0 पर	0.008	0.89	
(ii)	ऊष्मा		540 Cal/gm	80 Cal/gm

किसी पदार्थ की द्रव अवस्था में घनत्व, विशिष्ट ऊष्मा तथा गलन ऊष्मा, ठोस अवस्था के अधिक निकट होती है किन्तु गैसीय अवस्था में घनत्व से बहुत भिन्न होती है– उदाहरण: जल तथा बर्फ का 0^0C पर घनत्व 1.0 तथा 0.92 ग्राम सेमी$^{-3}$ जल तथा भाप का 100^0C पर घनत्व 0.89 तथा 0.008 ग्राम सेमी$^{-3}$। बर्फ की गलन ऊष्मा 0^0C पर 80 कै. ग्रा$^{-1}$ तथा जल की वाष्पन ऊष्मा 100^0C पर 540 कै. ग्रा$^{-1}$।

गैसों में संपीड्यता तथा विसरण का गुण बहुत अधिक होता है। जबकि द्रवों में संपीड्यता गुण व विसरण बहुत कम होता है और ठोसों में यह गुण अनुपस्थित होता है। इस प्रकार द्रव गुणों में ठोसों से अधिक समानता रखते हैं।

अन्तर आण्विक बल अणुओं को पास 2 रखता है तथा ऊष्मीय ऊर्जा अणुओं को एक–दूसरे से दूर करती है। किन्तु अन्तर आण्विक बल बहुत दुर्बल होने पर अणु दूर रहते हैं और ताप कम करके ऊर्जा कम करने पर ही साथ–साथ अनुलग्न स्थिति में आते हैं और ठोस बनाते हैं। इसी प्रकार संपीडन द्वारा गैसों के अणु एक–दूसरे के निकट तो आ जाते हैं किन्तु द्रव अवस्था में तभी परिवर्तित होंगे, जब ताप कम करके अणुओं की ऊष्मीय ऊर्जा कम की जाती है।

5.2 अन्तर-आण्विक अन्योन्य क्रियाऐं (Inter Molecular Interactions)

द्रव्य के कणों (परमाणुओं अथवा अणुओं) के मध्य उपस्थित बल अन्तरा आण्विक बल कहलाते हैं। ये बल आकर्षी और प्रतिकर्षी दोनों प्रकार के होते हैं।

ठोस, द्रव तथा गैसीय अवस्थाएँ एवं यौगिकों की विशिष्ट संरचनाएँ आयनिक, सहसंयोजक तथा धात्विक बंधों के आधार पर समझायी जा सकती है। परन्तु कुछ तंत्रों (System) की व्याख्या इनके आधार पर नहीं की जा सकती।

उदाहरणार्थ-अक्रिय गैसों के परमाणु सममित गोल होते हैं तथा उपरोक्त प्रकार के बन्ध नहीं बनाते। परन्तु निम्न ताप तथा उच्च दाब पर ये गैसे द्रवित और कभी-कभी ठोस में बदल जाती है। इस प्रकार की अवस्थाओं में रूपान्तरण दर्शाता है कि इनके मध्य कोई आकर्षण बल है जो कि अक्रिय गैसों के संघनन (Condensation) तथा क्रिस्टलन (Crystallization) के लिए उत्तरदायी है। इनके मध्य के आकर्षण बल को **वाण्डर वाल बल (vander Waals force)** कहते हैं। वाण्डर वाल बल आयनन बल तथा सहसंयोजक बल की तुलना में दुर्बल होते हैं।

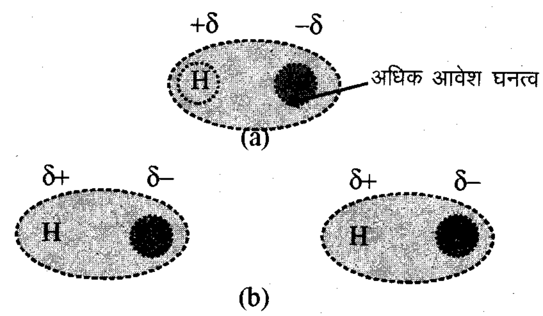
अन्तरा–आण्विक आकर्षी बलों को जोहानन वान्डरवाल (1837 – 1923) के सम्मान में वान्डरवाल बल (vander Waal's forces) कहते हैं। वान्डरवाल बल विभिन्न प्रकार के होते है। द्विध्रुव–द्विध्रुव बल; द्विघुव–प्रेरित द्विघ्रुव; प्रकीर्णन अथवा लंडन बल आदि प्रमुख हैं। हाइड्रोजन बंध भी वान्डरवाल बलों की श्रेणी में आता है। इन बलों की उत्पत्ति किस प्रकार होती है और किन अणुओं में ये बल उपस्थित होते हैं इसका अध्ययन यहाँ किया जायेगा।

5.2.1 द्विध्रुव-द्विध्रुव अन्तर क्रिया (Dipole-Dipole Interaction)

ऐसे परमाणु जिनकी विद्युत ऋणता में अन्तर होता है, से बने अणुओं में स्थायी द्विध्रुव उत्पन्न हो जाता है। अधिक विद्युत ऋणी परमाणु पर आंशिक ऋणआवेश (–δ) और कम विद्युत ऋणी परमाणु पर आंशिक धन आवेश (+ δ) उत्पन्न हो जाता है और अणु ध्रुवीय हो जाता है।

इन अणुओं में स्थायी द्विध्रुव आघूर्ण उत्पन्न हो जाता है। इन ध्रुवीय अणुओं के विपरीत आवेशित सिरे द्विध्रुव–द्विध्रुव अन्तरा–आण्विक आकर्षण बलों से एक दूसरे की ओर आकर्षित होते हैं।

उदाहरण के लिये $H-Cl$ अणु एक स्थायी द्विध्रुव है। ध्रुवीय अणु निकटवर्ती अणु से अन्योन्य क्रिया करता है। चित्र 5.1 में HCl अणु और HCl अणुओं के मध्य अन्योन्य क्रिया को दर्शाया गया है।



a = HCl का ध्रुवीय अणु
b = दो HCl अणुओं के मध्य अन्योन्य क्रिया
चित्र 5.1

Cl की विद्युत ऋणता H की विद्युत ऋणता की अपेक्षा अधिक है। अतः इन पर क्रमशः δ^- और δ^+ आवेश उत्पन्न होता है। HCl अणुओं के मध्य आकर्षण बल ही **द्विध्रुव-द्विध्रुव आकर्षण बल** कहलाता है। यह आकर्षण बल प्रबल होता हैं, अतः अधिक ऊर्जा मुक्त होती है। यदि मुक्त हुई ऊर्जा (E) है तो–

$$E = \frac{2\mu^4}{3r^6kT}$$

μ = स्थायी द्विध्रुव आघूर्ण
k = वोल्ट्जमान स्थिरांक
T = परमताप
r = दो द्विध्रुवों के बीच की दूरी

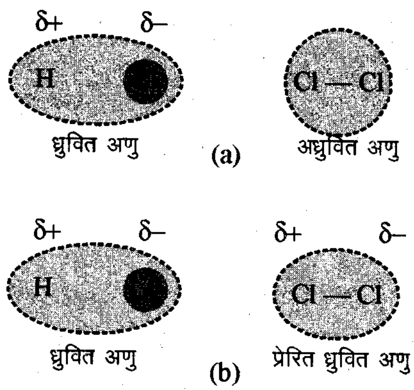
मुक्त हुई ऊर्जा का मान द्विध्रुवों के मध्य दूरी पर निर्भर करता है। स्थिर ताप पर

$$E \propto \frac{1}{r^6}$$

आयन द्विध्रुव आकर्षण की अपेक्षा द्विध्रुव-द्विध्रुव आकर्षण बल दुर्बल होता है तथा दो द्विध्रुवों के मध्य दूरी बढ़ने पर आकर्षण में कमी आती है। आयन–द्विध्रुव के समान इनका भी आकर्षण दिशात्मक होता है। यह बल जल और हाइड्रोजन फ्लुओराइड (HF) जैसे ध्रुवीय द्रवों के अणुओं के संगुणन के लिए उत्तरदायी है।

5.2.2 द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव अन्तर क्रिया (Dipole-Induced Dipole Interaction)

इस प्रकार के आकर्षण बल स्थायी द्विध्रुव रखने वाले अणु और अध्रुवीय अणु के मध्य उत्पन्न होते हैं। जब एक ध्रुवीय अणु किसी अध्रुवीय अणु के निकट आता है तो अध्रुवीय अणु का इलेक्ट्रॉन अभ्र विकृत होकर अणु को ध्रुवीय बना देता है। अर्थात् अध्रुवीय अणु प्रेरण के द्वारा ध्रुवीय हो जाता है। जिसे प्रेरित द्विध्रुव कहा जाता है। चित्र 5.2 में HCl के ध्रुवीय अणु और Cl_2 के अध्रुवीय अणु और उनके मध्य अन्योन्य क्रिया को दर्शाया गया है।



चित्र 5.2

(a) HCl और Cl_2 अणु
(b) HCl ध्रुवित अणु और Cl_2 प्रेरित द्विध्रुव अणु के मध्य अन्योन्य क्रिया

इस आकर्षण से प्राप्त ऊर्जा (E) का मान

$$E = \frac{2\alpha\mu^2}{r^6}$$

α = अध्रुवीय अणु की ध्रुवता
μ = ध्रुवीय अणु का द्विध्रुव आघूर्ण
r = ध्रुवीय अणु और प्रेरित ध्रुवीय अणुओं के बीच की दूरी मुक्त हुई ऊर्जा का मान अणुओं के मध्य दूरी पर निर्भर करता है।

$$E \propto \frac{1}{r^6}$$

अध्रुवीय विलायकों में आयनिक अथवा ध्रुवीय यौगिकों के विलयन हेतु ये आकर्षण उत्तरदायी है।

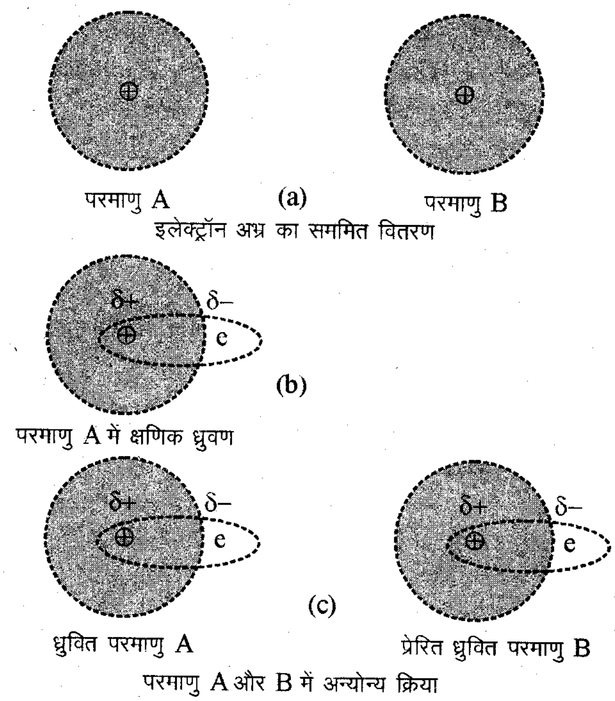
5.2.3 तात्कालिक प्रेरित द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव अन्तर क्रिया (Instant Induced Dipole Induced Dipole Interaction or London Forces)

परमाणुओं तथा अध्रुवीय अणुओं के मध्य भी वान्डरवाल बल पाये जाते हैं। इन बलों की उत्पत्ति को 1930 में (Fitz London) फिज लंदन ने समझाया था।

परमाणु या अध्रुवीय अणु वैद्युत सममित होते हैं अर्थात् इनमें आवेश अभ्र सममित रूप से वितरित होता है, परन्तु नाभिक और इलेक्ट्रॉनों की किसी एक क्षण पर स्थिति के कारण इनमें क्षणिक द्विध्रुव उत्पन्न हो सकता है। यह क्षणिक द्विध्रुव अपने निकट के अन्य कण पर प्रेरण के द्वारा द्विध्रुव उत्पन्न करता है। इस प्रकार उत्पन्न द्विध्रुवों के मध्य आकर्षण को लंदन बल या प्रकीर्णन बल कहते हैं।

इन आकर्षण बलों को प्रेरित द्विध्रुव–प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण बल (Indueed dipole-Indueed dipole attraction forces) भी कहते हैं।

लंदन बल की उत्पत्ति को निम्न प्रकार समझा जा सकता है। माना कि दो परमाणु A और B एक दूसरे के निकट हैं। दोनों परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन अभ्र सममित रूप में वितरित है।



चित्र 5.3

प्रेरित द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण बल को लंडन बल या प्रकीर्णन बल (Dispersion Force) भी कहते हैं। इस अन्तर क्रिया ऊर्जा का मान निम्न सूत्र द्वारा दिया जाता है।

$$E_D = -\frac{3h\nu_o D^2}{4r^6} \quad \text{या} \quad E_D \propto r^{-6}$$

यहाँ h = प्लांक स्थिरांक
ν_o = अणु की अभिलाक्षणिक आवृत्ति

यह बल लघु दूरी (500pm) तक ही महत्त्वपूर्ण होते है। सभी कणों में प्रकीर्णन बल उपस्थित रहता है। इलेक्ट्रॉनों की संख्या में वृद्धि से परमाणु के आकार में वृद्धि होती है और अणुओं की ध्रुवणता में वृद्धि होती है परिणामस्वरूप प्रकीर्णन बल की ऊर्जा E_D के मान में वृद्धि होती है।

अभ्यास 5.1

प्र.1. नाइट्रोजन अणुओं के मध्य लगने वाले वान्डरवाल बल को कौनसा वान्डरवाल बल कहेंगे।

प्र.2. अमोनिया अणुओं के मध्य अन्योय क्रिया के कारण उत्पन्न बन्धन कौनसा होता है?

प्र.3. Ne और Ar में किसका क्वथनांक कम होगा और क्यों?

प्र.4. HCl और Br_2 अणुओं के मध्य लगने वाली आकर्षण बल कौन–सा है?

प्र.5. Cl_2, Br_2 और I_2 अणुओं में लगने वाले वान्डरवाल बलों का घटता क्रम लिखिये।

प्र.6. वान्डरवाल बलों में उत्पन्न ऊर्जा अणुओं के मध्य दूरी से किस प्रकार सम्बन्धित होती है;

प्र.7. प्रकीर्णन बल किस प्रकार के परमाणुओं अथवा अणुओं के मध्य लगते हैं।

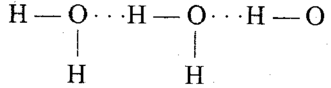
प्र.8. दो स्थायी द्विध्रुव रखने वाले अणुओं के मध्य आकर्षण बलों को क्या कहते हैं।

उत्तर 5.1

1. नाइट्रोजन अणु अध्रुवीय है, अतः इनके मध्य लगने वाले बल प्रकीर्णन बल अथवा लंडन बल होते हैं।
2. अमोनिया अणुओं के मध्य हाइड्रोजन बन्धन बनता है।
3. Ne का क्वथनांक कम होगा क्योंकि Ar की तुलना में Ne का आकार छोटा होता है और इलेक्ट्रॉन की संख्या भी कम है अतः लंडन बलों की तीव्रता कम होगी।
4. द्विध्रुव–प्रेरित द्विध्रुव आकर्षण बल।
5. वान्डरवाल बलों का घटता क्रम
   $I_2 > Br_2 > Cl_2$
6. यदि उत्पन्न ऊर्जा E और अणुओं के मध्य दूरी r हो तो सामान्यतयाः
$$E \propto \frac{1}{r^6}$$
7. प्रकीर्णन बल परमाणु या अध्रुवीय अणुओं के मध्य लगते हैं।
8. स्थायी द्विध्रुवीय अणुओं के मध्य लगने वाला बल द्विध्रुव–द्विध्रुव आकर्षण बल है।

5.2.4 हाइड्रोजन बन्ध (Hydrogen Bonding)

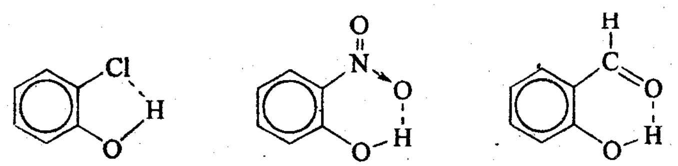
- इस बन्ध को वैज्ञानिक लेटिमर व रोडबुश ने दिया था। जब हाइड्रोजन परमाणु दो प्रबल विद्युतऋणीय तत्त्वों [F, O व N] के मध्य स्थित होता है तो वह एक अतिरिक्त बन्ध बनाता है जिसे हाइड्रोजन बन्ध कहते है।



जल में H-बन्ध

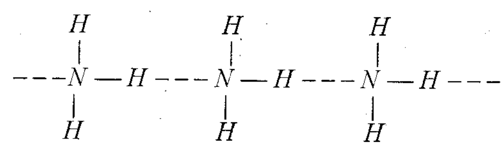
- हाइड्रोजन बन्ध बनने पर लगभग 6 से 10 K.Cal मोल ऊर्जा प्राप्त होती है।
- हाइड्रोजन बन्ध की प्रबलता ∝ तत्त्व की विद्युतऋणता।
- वे यौगिक जिनमें प्रबल विद्युतऋणीय तत्व F, O, N उपस्थित हो व हाइड्रोजन से सीधा जुड़ा हो, में H बन्ध पाये जाते है। जैसे R–OH, RNH_2, RCOOH, HF, HCl, H_2O, $RCONH_2$, में H बन्ध पाये जाते है।
- Alkane, Alkene, Alkyne, Halides, Ethers, Ketones, Aldehyde में H बन्ध नहीं पाये जाते।
- हाइड्रोजन बन्ध निम्न दो प्रकार के होते है–

(1) अन्तः अणुक हाइड्रोजन बन्ध– इसमें हाइड्रोजन परमाणु उसी एक ही अणु में उपस्थिति किसी अन्य अधिक विद्युतऋणी परमाणु के साथ हाइड्रोजन बन्ध बनाता है। इसे अन्तः अणुक हाइड्रोजन बन्ध कहते है। उदा. आर्थो द्विप्रतिस्थापित ऐरोमैटिक यौगिकों जैसे-o-क्लोरोफिनोल, o–नाइट्रोफिनोल, o–हाइड्रोक्सीबेन्जेल्डिहाइड आदि।

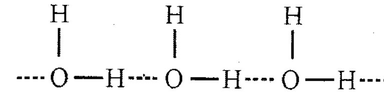


o-क्लोरोफिनोल   o-नाइट्रोफिनोल   o-हाइड्रोक्सी बेन्जैल्डिहाइड (सैलिसिल्डिहाइड)

(2) अन्तराअणुक हाइड्रोजन बन्ध– इसमें एक अणु का H- परमाणु किसी दूसरे अणु के अधिक विद्युतऋणी परमणु के साथ हाइड्रोजन बन्ध बनाता है। इसे **अन्तराअणुक हाइड्रोजन बन्ध** कहते है। इस प्रकार अनेकों अणु परस्पर जुड जाते है, जिसे आण्विक संगुणन कहते है। इस कारण ऐसे यौगिकों के गलनांक व क्वथनांक बढ़ जाते है। उदा. m व p- क्लोरोफिनोल, H_2O, ROH, NH_3, कार्बोक्सिलिक अम्ल, HF आदि।



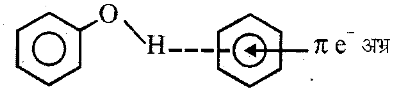
अमोनिया में H- बन्ध



जल में H-बन्ध

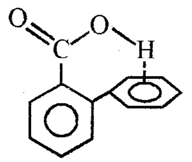
(3) π हाइड्रोजन बन्ध– जब H परमाणु एक प्रबल विद्युतऋणीय तत्व [FON आदि] तथा विस्थानीकृत π- कक्षक तल के मध्य स्थित हो तो बनने वाला H- आबंध, π– हाइड्रोजन बन्ध कहलाता है।

उदा. (i) अन्तराअणुक π-H बंध–



फीनॉल + बेंजीन

(ii) अन्तःअणुक π-H बंध O- फेनिल बेंजोइक अम्ल



भौतिक गुणों पर हाइड्रोजन बन्ध का प्रभाव–

हाइड्रोजन बन्ध की उपस्थिति के कारण पदार्थो के निम्नलिखित भौतिक गुणों में परिवर्तन होता है।

यौगिकों के गलनांक एवं क्वथनांकों में अन्तर

- हाइड्रोजन बन्ध की उपस्थिति के कारण HF, H_2O एवं NH_3 के गलनांक एवं क्वथनांक उनके समूहों के अन्य हाइड्रोइडो के गलनांक एवं क्वथनांकों से अधिक होते है। जैसे–

(1) वर्ग 14 के हाइड्राइडो में H बन्ध अनुपस्थित होने के कारण, इनके क्वथनांक अणुभार के समानुपाती होते है। अत: इनके क्वथनांक का क्रम निम्न है–

$CH_4 < SiH_4 < GeH_4 < SnH_4$

(2) वर्ग 15 के हाइड्राइडो में उपस्थित NH_3 में H बन्ध उपस्थित होता है अत: इस वर्ग के हाइड्राइडों के क्वथनांक निम्न क्रम में होंगे–

$NH_3 >> PH_3 < AsH_3 < SbH_3$

(3) वर्ग 16 के हाइड्राइडो के क्वथनांक का क्रम निम्न है–

$H_2O >> H_2S < H_2Se < H_2Te$

- एल्कोहॉल का क्वथनांक Alkane, Alkane, Alkyne, Ether (समान अणुभार) से उच्च होता है क्योंकि Alcohol में अतिरिक्त H बन्ध उपस्थित होता है।

5.3 गैसीय अवस्था

किसी पदार्थ को गैसीय अवस्था में तब कहा जाता है, जब उसका क्वथनांक सामान्य दाब (1 वायुमंडल) पर कमरे के ताप से कम हो। हमारे चारों ओर वायु है, इसीलिये हम वायुमंडल में रहते हैं। पृथ्वी के चारों ओर वायुमंडल बहुत दूरी तक फैला हुआ है, परन्तु हम वायुमंडल की सबसे नीची परत **ट्रोपोस्फीयर** में रहते हैं, जो कि गुरूत्वीय बल द्वारा पृथ्वी से बंधी रहती है। ट्रोपोस्फियर में मुख्य रूप से डाईऑक्सीजन (O_2), डाइनाइट्रोजन (N_2), कार्बनडाई ऑक्साइड (CO_2) जल वाष्प (H_2O) तथा कुछ उत्कृष्ट गैसें (Ne, Ar आदि) होती है।

उपरोक्त गैसों की यह परत हमें प्राणवायु ऑक्सीजन तो देती ही है, इसके अतिरिक्त यह हमारी हानिकारक विकिरणों से रक्षा भी करती है। आवर्त सारणी में गैसीय तत्वों की संख्या 11 है। जो इस प्रकार हैं

प्रथम समूह (I^{st} Group) –H

पन्द्रहवां समूह (Fifteen Group) – N

सोहलवां समूह (Sixteen Group) – O

सत्रहवां समूह (Seventeen Group) – F, Cl

अठारहवां समूह (Eighteen Group) – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

यद्यपि गैसों के कुछ भौतिक गुण जैसे क्वथनांक, घनत्व, क्रान्तिक ताप आदि भिन्न–भिन्न होते हैं, परन्तु कुछ सामान्य भौतिक गुण सभी गैसों में पाये जाते हैं।

- गैसों की कोई निश्चित आकृति या आयतन नहीं होता है। जिस पात्र में इन गैसों को रखा जाता है वे उसी की आकृति और आयतन अपना लेती है।
- गैसे अत्यधिक सम्पीड़य होती हैं इनके आयतन दाब बढ़ाने पर तेजी से घटते हैं।
- गैसे सभी दिशाओं में समान दाब लगाती हैं।
- गैसें तेजी से विसरित होती है और बिना किसी यांत्रिक सहायता के एक दूसरे में प्रत्येक अनुपात में मिश्रित हो जाती है।
- ठोसों और द्रवों की अपेक्षा गैसों का घनत्व अत्यन्त कम होता है।
- गैसें अपनी प्रकृति पर निर्भर न करते हुये समांगी मिश्रण बनाती हैं। वायु विभिन्न गैसों का समांगी मिश्रण है।

गैस को द्रव्य की तरलतम अवस्था कहा जाता है, क्योंकि गैस के अणुओं के मध्य आकर्षण बल बहुत कम होते हैं। गैसों के व्यवहार का अध्ययन करने के लिये कुछ वैज्ञानिकों ने प्रयोगों के आधार पर कुछ नियम बनाये हैं। ये नियम गैस के दाब, आयतन, ताप, द्रव्यमान आदि चरों के मध्य सम्बंध स्थापित करते हैं। अब हम गैसों के नियमों की व्याख्या करेगें।

5.3.1 गैसों के नियम (Gas Laws)

जैसा कि ऊपर बताया गया है गैस नियम प्रयोगों के आधार पर बनाये गये हैं। इन प्रयोगों को अनेक वर्षों तक भिन्न–भिन्न परिस्थितियों में दोहराया गया है। गैसों के व्यवहार का अध्ययन जिन वैज्ञानिकों ने किया है, गैस नियम उन्हीं के नाम से प्रचलित है।

प्रमुख गैसीय नियम इस प्रकार है–

(i) बॉयल नियम

(ii) चार्ल्स नियम

(iii) गेलुसेक नियम

(iv) आवोगाद्रो की परिकल्पना

(i) बॉयल नियम (Boyle's Law - 1662)

रॉबर्ट बॉयल एक एंग्लो–आयरिश वैज्ञानिक थे। उन्होंने सन् 1662 में गैसों के दाब–आयतन के मध्य सम्बन्ध निर्धारित किया।

बॉयल नियम के अनुसार, **"स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा का दाब उसके आयतन के व्युत्क्रमानपाती होता है।"**

गणितीय रूप में इसे निम्न प्रकार व्यक्त किया जाता है–

$$p \propto \frac{1}{V} \text{ (ताप T और } n \text{ स्थिर है)} \quad ...(5.1)$$

या

$$p = K\frac{1}{V} \quad ...(5.2)$$

यहाँ p गैस का दाब, V गैस का आयतन और K समानुपातिक स्थिरांक है। स्थिरांक K का मान गैस की मात्रा, ताप तथा दाब और आयतन की इकाइयों पर निर्भर करता है।
समीकरण (5.2) को इस प्रकार भी लिखा जा सकता है

$$pV = K \qquad ...(5.3)$$

उपरोक्त समीकरण के आधार पर बॉयल के नियम को इस प्रकार भी परिभाषित किया जाता है। **''स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा का आयतन और दाब का गुणनफल स्थिर होता है।''**
निश्चित मात्रा की एक गैस जिसका दाब p_1 और आयतन V_1 है को स्थिर ताप T पर आयतन V_2 और दाब p_2 तक प्रसारित किया जाता है तो बॉयल नियम के अनुसार

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

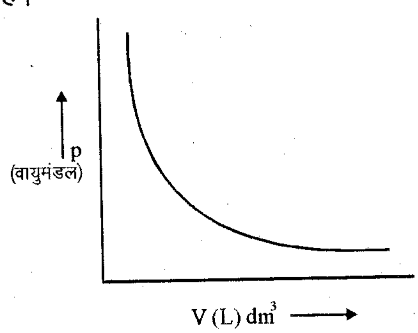
या

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

बॉयल के नियम का आरेखीय निरूपण–बॉयल के नियम को विभिन्न पदों में खींचे गये आरेख द्वारा समझाया जा सकता है।

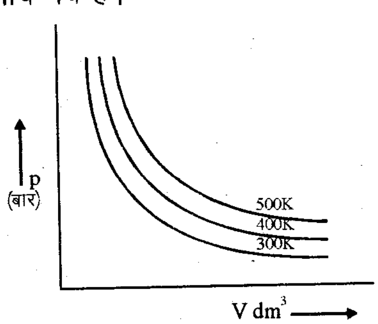
(*a*) दाब आयतन आरेख (Pressure-Volume Graph)

स्थिर ताप पर यदि गैस के आयतन (V) का x-अक्ष पर और दाब (p) को y-अक्ष पर लिया जाता है तो चित्र 5.4 के द्वारा दर्शाये गये वक्र प्राप्त होते हैं। इन्हें **समतापी वक्र (Isotherms)** कहते हैं।



चित्र 5.4. दाब–आयतन तक

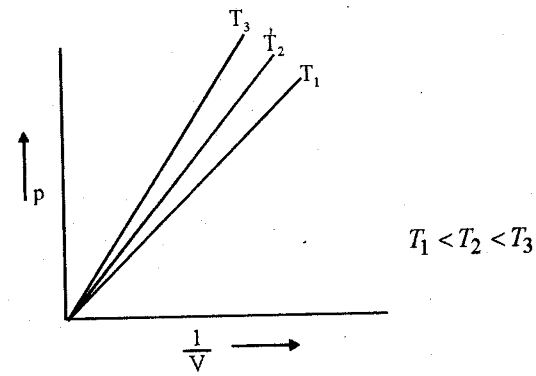
विभिन्न तापों पर यदि दाब अयतन वक्र खीचें जाते हैं तो एक ही प्रकार के वक्र प्राप्त होते हैं, परन्तु K का मान प्रत्येक वक्र के लिये पृथक–पृथक है, क्योंकि K_1 का मान किसी गैस की निश्चित मात्रा के लिये केवल ताप के साथ परिवर्तित होता है। चित्र 5.5 में भिन्न–भिन्न ताप पर समतापी वक्र दर्शाये गये हैं।



चित्र 5.5 : विभिन्न तापों पर p-V वक्र

(b) p और $\frac{1}{V}$ के मध्य आरेख–

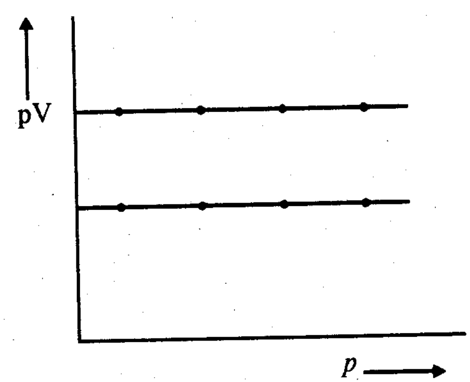
यदि $\frac{1}{V}$ और p में ग्राफ खींचा जाता है तो एक सरल रेखा प्राप्त होती है जो कि मूल बिन्दु से गुजरती है। चित्र 5.6 में इस ग्राफ को दर्शाया गया है। ताप बढ़ने पर सरल रेखा दाब अक्ष की ओर बढ़ती प्रतीत होती है अर्थात् $\frac{1}{V}$ अक्ष के साथ बना कोण बढ़ता है।



चित्र 5.6. p और $\frac{1}{V}$ के मध्य ग्राफ

(c) pV और p के मध्य आरेख–

किसी गैस की निश्चित मात्रा के दाब, आयतन गुणनफल (pV) तथा दाब (p) के मध्य आरेख खींचा जाता है तो दाब अक्ष के समान्तर रेखा प्राप्त होती है, जो कि pV की स्थिरता को दर्शाती है। चित्र 5.7 में ये आरेख दर्शाया गया है।



चित्र 5.7. pV और p के मध्य ग्राफ

बॉयल के नियम का प्रयोगिक-प्रमाण (Experimental Verification of Boyle's Law)

इस नियम में ताप को स्थिर रखते हुये विभिन्न दाबों पर गैस का आयतन माप कर सत्यापित किया जाता है। सारणी 5.1 में 300K पर CO_2 के दाब–आयतन आंकड़ों को दर्शाया गया है।

सारणी 5.1

300K ताप पर 0.09 मोल CO_2 के p और V के आँकड़े

दाब (p) bar	आयतन (V) dm^3	pV (bar dm^3)
0.20	112.0	22.40
0.25	89.2	22.30
0.40	56.3	22.50
0.80	28.1	22.48
1.00	22.4	22.40

उपरोक्त सारणी से यह स्पष्ट है कि pV का मान स्थिर रहता है यदि ताप स्थिर रखा जाये।

उदा.5.1. एक गुब्बारे में कमरे के ताप पर H_2 गैस भरी जाती है। यदि दाब को 0.2 bar से अधिक कर दिया जाता है तो गुब्बारा फूट जाता है। यदि 1 bar दाब पर गैस 2.27 L आयतन घेरती है तो कितने आयतन तक गुब्बारे को फुलाया जा सकता है। [Text Book Questions]

हल– दिया हुआ है–

$p_1 = 1$ bar, $V_1 = 2.27$ L

$p_2 = 0.2$ bar $V_2 = ?$

बॉयल नियम के अनुसार,

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

$$V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2}$$

$$= \frac{1\text{bar} \times 2.27\text{L}}{0.2\text{bar}}$$

$$= 11.35 \text{ L}$$

चूंकि गुब्बारा 0.2 bar दाब पर फूट जाता है अतः उसे 11.35 L तक फुलाया जा सकता है।

गैस के घनत्व व दाब में सम्बन्ध–

$$\text{घनत्व} = \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}}$$

माना कि एक निश्चित द्रव्यमान (m) की गैस का T_1K ताप पर घनत्व d_1 और आयतन V_1 तथा T_2K ताप पर घनत्व d_2 और आयतन V_2 है।

अतः $$d_1 = \frac{m}{V_1} \text{ तथा } d_2 = \frac{m}{V_2}$$

या $$V_1 = \frac{m}{d_1} \text{ तथा } V_2 = \frac{m}{d_2}$$

यदि ताप T_1 और T_2 पर दाब क्रमशः p_1 और p_2 हों तो–

बॉयल नियम के अनुसार

$$p_1V_1 = p_2V_2$$

या $$p_1 \times \frac{m}{d_1} = p_2 \times \frac{m}{d_2}$$

या $$\frac{p_1}{d_1} = \frac{p_2}{d_2}$$

या $$p_1d_2 = p_2d_1$$

उपरोक्त **समीकरण के अनुसार-स्थिर ताप पर गैस के निश्चित द्रव्यमान का दाब उसके घनत्व के समानुपाती होता है।**

अथवा **एक निश्चित द्रव्यमान की गैस के दाब और घनत्व का अनुपात स्थिर होता है।**

(ii) चार्ल्स नियम (Charles Law)

गैस के आयतन पर ताप के इस प्रभाव का अध्ययन जैक्स चार्ल्स (1787) और प्रमाणन गेलुसैक (1802) द्वारा किया गया था। विभिन्न प्रयोगों द्वारा निकाले गये उनके निष्कर्ष को चार्ल्स नियम कहते हैं जो कि इस प्रकार है–

चार्ल्स नियम :–स्थिर दाब पर निश्चित द्रव्यमान वाली गैस के आयतन में ताप की प्रत्येक डिग्री में वृद्धि से उसके 0°C ताप के आयतन की $\frac{1}{273.15}$ वे भाग की वृद्धि हो जाती है।

यदि किसी गैस का 0°C पर आयतन V_0 और t°C पर आयतन V_t हो तो चार्ल्स नियम के अनुसार

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

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

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

समीकरण 5.6 द्वारा हम दी गई गैस के आयतन की गणना विभिन्न तापों पर कर सकते हैं।

$$10°\text{C पर आयतन } (V_{10}) = V_0 + \frac{10}{273.15} \times V_0$$

$$-10°\text{C पर आयतन } (V_{-10}) = V_0 - \frac{10 \times V_0}{273.15}$$

$$-273.15 \text{ पर आयतन } (V_{-273.15}) = V_0 - \frac{273.15 \times V_0}{273.15} = 0$$

+273.15°C पर आयतन

$$(V_{273.15}) = V_0 + \frac{273.15}{273.15}.V_0 = 2V_0$$

अर्थात् +273.15°C ताप पर गैस का आयतन दुगुना हो जाता है।

अर्थात् –273.15°C ताप पर गैस का आयतन शून्य हो जाता है। अर्थात् इस ताप पर गैस का अस्तित्व ही नहीं रहता। अतः इस ताप पर पहुँचने के पूर्व ही गैस द्रवित हो जाती है। यहाँ हम ताप के एक नये मापक्रम को निर्धारित करते हैं। नये मापक्रम के अनुसार t°C पर

$$T_t = 273.15 + t$$

$$0°\text{C पर } T_0 = 273.15$$

इस ताप मापक्रम को परमताप मापक्रप (Absolute Temperature) या केल्विन ताप मापक्रम कहते हैं।

इस प्रकार °C के ताप में 273.15 जोड़ कर केल्विन (K) में ताप प्राप्त किया जा सकता है। यहाँ यह ध्यान रखना

आवश्यक है केल्विन में ताप को °K (डिग्री केल्विन) नहीं लिखा जाता, केवल K (केल्विन) लिखा जाता है।

केल्विन मापक्रप को ताप का ऊष्मा गतिक मापक्रम भी कहते हैं। समीकरण (5.6) में 273.15 + t को T_t तथा 273.15 को T_o रखने पर

$$V_t = V_0 \frac{T_t}{T_o}$$

या $$\frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_o} \quad ...(5.7)$$

यह समीकरण दो भिन्न–भिन्न तापों पर दिये गये द्रव्यमान की गैस के आयतन से सम्बन्ध को दर्शाती है। सामान्य रूप से समीकरण 5.7 को निम्न प्रकार भी लिखा जा सकता है

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

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

अतः $$\frac{V}{T} = \text{स्थिरांक } (K')$$

या $$V = K'T \quad ...(5.9)$$

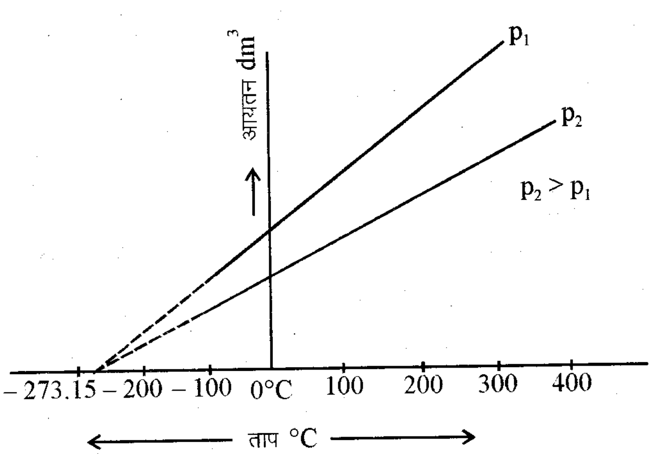
K' का मान गैस की मात्रा, दाब और आयतन की इकाई पर निर्भर करता है।

समीकरण (5.9) के आधार पर चार्ल्स नियम को इस प्रकार भी व्यक्त किया जाता है।

''स्थिर दाब पर एक गैस की निश्चित मात्रा का आयतन उसके परमताप के समानुपाती होता है।''

समीकरण 5.9 के अनुसार यदि ताप और आयतन में ग्राफ खींचा जाये तो एक सरल रेखा प्राप्त होती है। इस रेखा को शून्य आयतन तक बढ़ाने पर यह ताप अक्ष पर – 273.15°C पर मिलती है। देखिये चित्र (5.8)

दाब बढ़ाने पर भी सरल रेखा प्राप्त होती है जो ताप अक्ष पर –273.15°C पर मिलती हैं अतः इस बिन्दु पर गैस का आयतन शून्य होता है। अर्थात् इस ताप के पहुँचने से पहले ही गैस द्रवित हो जाती है।



चित्र 5.8 : स्थिर दाब पर V और T के मध्य ग्राफ

अतः वह न्यूनतम काल्पनिक ताप जिस पर गैस शून्य आयतन घेरती है, **परमशून्य** (Absolute Zero) ताप कहलाता है। गणनाओं में परमशून्य ताप को –273°C लिया जाता है। अतः

$$25°C = 273 + 25 = 298\ K$$

चार्ल्स के नियम का प्रायोगिक सत्यापन

चार्ल्स के नियम को भिन्न–भिन्न ताप तथा स्थिर दाब पर गैस के दिये हुये द्रव्यमान के आयतन का निर्धारण कर सत्यापित किया जा सकता है। सारणी 5.2 में एक गैस के आंकड़े दिये गये हैं

सारणी 5.2

निश्चित दाब पर गैस के दिये द्रव्यमान के V और T के आंकड़े

S.No	ताप (K)	आयतन (cm^3)	V/T(cm^3K^{-1})
1	293	832	2.84
2	313	889	2.84
3	333	946	2.84
4	350	997.5	2.85

चार्ल्स के नियम का प्रायोगिक महत्व

खेलकूद में एवं अंतरिक्ष विज्ञान सम्बन्धी परीक्षण तथा मौसम आदि के परीक्षण में गर्म वायु के गुब्बारों का प्रयोग चार्ल्स के नियम की उपयोगिता है। ताप बढ़ने से गैस का आयतन बढ़ता है, चूंकि द्रव्यमान स्थिर रहता है अतः वायु के घनत्व में कमी आती है। इससे गुब्बारा वातावरण की ठंडी वायु को विस्थापित कर ऊपर उठता है।

उदा.5.2. प्रशान्त महासागर में एक जहाज चलाते समय 23.4°C पर एक गुब्बारे को 2L वायु से भरा गया। जब जहाज हिंद महासागर, जहां ताप 26.1°C पर पहुंचता है, तब गुब्बारे का आयतन क्या होगा? [Text Book Questions]

हल–
$$T_1 = 23.4 + 273 = 296.4\ K$$
$$T_2 = 26.1 + 273 = 299.1\ K$$
$$V_1 = 2L \quad V_2 = ?$$

चार्ल्स के नियम के अनुसार

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

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

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

$$= 2.018\ L$$

उदा.5.3. किसी गैस का आयतन 80 सेमी³ हो और इसे 30% बढ़ाना हो तो स्थिर दाब पर गैस को कितना गर्म करना पड़ेगा यदि प्रारम्भिक ताप 20°C है।

हल– आयतन में चाही गई वृद्धि $= 80 \times \frac{30}{100} = 24$ सेमी³

गैस का अन्तिम आयतन (V_2)
$= 80 + 24 = 104$ सेमी³

$V_1 = 80$ सेमी^{3}

$T_1 = 20°C$

$= 273 + 20$

$= 293$ K

$T_2 = ?$

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

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

$$= \frac{104}{80} \times 293 = 380.9K$$

या $= 380.9 - 273$

$= 107.9°C$

(iii) गे-लुसैक नियम (Gay Lussac's Law)

यह नियम स्थिर आयतन पर गैस के दाब और ताप के मध्य गणितीय सम्बन्ध को दर्शाता है। गै–लुसैक नियम को चार्ल्स नियम का उप प्रमेय माना जा सकता है। इस नियम के अनुसार, **''स्थिर आयतन पर किसी निश्चित मात्रा वाली गैस का दाब उसके ताप के समानुपाती होता है।''**

$$p \propto T$$

या $$p = K''T \quad ...(5.10)$$

या $$\frac{p}{T} = K'' \quad ...(5.11)$$

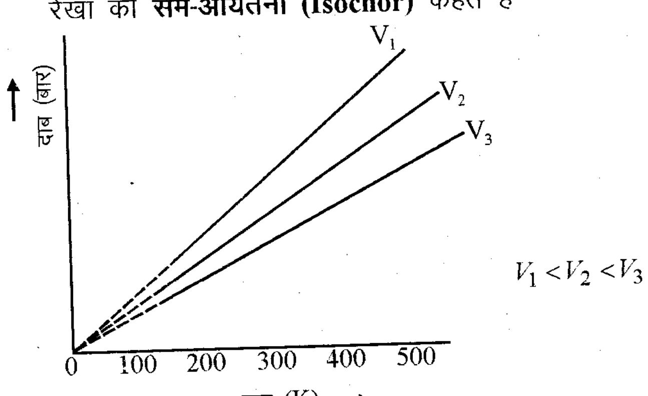
यदि T_1 ताप पर किसी निश्चित द्रव्यमान की गैस का दाब p_1 तथा T_2 ताप पर उसी गैस का दाब p_2 हो और आयतन स्थिर रखा जाये तो

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

या $$\frac{T_1}{T_2} = \frac{p_1}{p_2} \quad ...(5.12)$$

गै-लुसॉक नियम का आरेखी निरूपण

स्थिर मोलर आयतन पर दाब और ताप के मध्य आरेख को चित्र 5.9 में दर्शाया गया है। समीकरण (5.10) के अनुसार आरेख एक सरल रेखा है जो मूल बिन्दु से गुजरती है। इस रेखा को **सम-आयतनी (Isochor)** कहते हैं



चित्र 5.9 : समआयतनी आरेख

उदा.5.4. रसोई गैस के एक सिलिण्डर में भरी गैस का दाब 27°C पर 12 bar है। यदि गैस सिलिण्डर की दाब वहन क्षमता 16 bar हो तो बताईये किस ताप पर सिलिण्डर फट जायेगा।

हल– चूँकि गैस सिलिण्डर में रखी है अतः गैस का आयतन स्थिर रहता है।

दिया हुआ है–

अधिकतम दाब $p_1 = 16$ bar, ताप $T_1 = ?$.

गैस का दाब $p_2 = 12$ bar,

ताप $T_2 = 273 + 27 = 300$

गै–लुसाक नियम के अनुसार

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

$$T_1 = \frac{p_1 T_2}{p_2}$$

$$T_1 = \frac{16\text{ bar} \times 300\text{K}}{12\text{bar}}$$

$$T_1 = 400\text{ K}$$

या $$T_1 = 400 - 273 = 127°\text{ C}$$

अतः गैस सिलिण्डर 400K या 127°C पर फट जायेगा।

(iv) आवोगाद्रो परिकल्पना

सन् 1811 में इटली के वैज्ञानिक आवोगाद्रो ने दिये गये ताप और दाब पर गैस के आयतन और उसमें उपस्थित अणुओं की संख्या के मध्य सम्बन्ध स्थापित किया है। इसे आवोगाद्रो नियम कहते हैं।

आवोगाद्रो नियम–इस नियम के अनुसार, **''ताप और दाब की समान परिस्थितियों में समान आयतन की विभिन्न गैसों में उनके अणुओं की संख्या समान होती है।''**

अर्थात् जब ताप और दाब स्थिर होता हैं तो गैस का आयतन उसके अणुओं की संख्या या गैस की मात्रा पर निर्भर करता है। हम यह पढ़ चुके हैं कि गैस की मात्रा को मोल में व्यक्त किया जाता है। अतः आवोगाद्रो नियम को गणितीय रूप में इस प्रकार लिखा जा सकता है।

$$V \propto n$$

V = गैस का आयतन और

n = गैस के मोलों की संख्या

$$V = Kn \quad ...(5.13)$$

एक मोल गैस में अणुओं की संख्या को आवोगाद्रो संख्या (N_A) कहते हैं। जिसका मान 6.022×10^{23} होता है।

आवोगाद्रो नियम को इस प्रकार भी व्यक्त कर सकते हैं–

''समान द्रव्यमान वाली गैसें समान ताप और समान दाब पर समान आयतन ग्रहण करती है।''

अथवा

''समान ताप और दाब की अवस्था में समान आयतन की गैसों में मोलों की संख्या समान होती है।''

मानक ताप एवं दाब (Standard Temperature and Pressure S.T.P.) पर प्रत्येक गैस का आयतन 22.4 लीटर तथा आदर्श गैस का आयतन 22.71 लीटर होता है।

(मानक ताप 0°C या 273.15 K तथा मानक दाब = 1 bar या 10^5 पास्कल)

नोट–मानक परिवेश ताप और दाब (Standard Ambient Temperture and Pressure SATP) के अनुसार मानक ताप 298.15K तथा दाब 1bar या 10^5 पास्कल लिया जाता है। SATP पर एक मोल आदर्श गैस का आयतन 24.789 लीटर होता है।

गैस के मोलों की संख्या की गणना

यदि किसी गैस का द्रव्यमान (m) तथा मोलर द्रव्यमान (M) तथा मोलों की संख्या (n) हो तो

$$n = \frac{m}{M} \quad ...(5.14)$$

यह मान समीकरण (5.13) में रखने पर

$$V = K.\frac{m}{M}$$

या $$M = K.\frac{m}{V}$$

चूँकि $\frac{m}{V} = d =$ गैस का घनत्व

अतः $$M = K.d \quad ...(5.16)$$

उपरोक्त समीकरण से यह निष्कर्ष निकलता है कि किसी गैस का घनत्व उसके मोलर द्रव्यमान के समानुपाती होता है।

5.4 आदर्श गैस समीकरण (Ideal Gas Equation)

वह गैस जो ताप और दाब की सभी परिस्थितियों में बॉयल नियम, चार्ल्स नियम तथा आवोगाद्रो नियम का पूर्णतः पालन करती हैं आदर्श गैस कहलाती है।

आदर्श गैस की धारणा एक काल्पनिक धारणा है। क्योंकि यह माना जाता है कि आदर्श गैस के अणुओं के मध्य अन्तरा–अणुक आकर्षणबल नहीं होते। जो कि सामान्य परिस्थितिओं में संभव नहीं है। वास्तविक गैसें कुछ विशेष परिस्थितियों में ही आदर्श व्यवहार दर्शाती है, जब अणुओं के मध्य अन्योन्य बल नगण्य है। अन्यथा सभी गैसें आदर्श व्यवहार से विचलन दर्शाती है।

गैसों के तीनों नियमों, (बॉयल नियम, चार्ल्स नियम और आवोगाद्रो नियम) को संयोजित करके एक समीकरण स्थापित की गई है जिसे आदर्श गैस समीकरण कहते हैं। इस समीकरण को निम्न प्रकार से व्युत्पन्न किया जाता है।

बॉयल के नियमानुसार $V \propto \frac{1}{p}$
(T और n स्थिर हैं)

चार्ल्स के नियमानुसार $V \propto T$
(p और n स्थिर हैं)

आवोगाद्रो नियमानुसार $V \propto n$
(p और T स्थिर हैं)

अतः $$V \propto \frac{nT}{p}$$

या $$V = \frac{RnT}{p} \quad ...(5.17)$$

R = समानुपातिक स्थिरांक है।

समीकरण 5.17 को पुनर्विन्यासित करने पर

$$pV = nRT \quad ...(5.18)$$

R को **गैस स्थिरांक** या **गैस नियतांक** कहते हैं। समीकरण (5.18)आदर्श गैस समीकरण है।

R का मान सभी गैसों के लिये समान रहता है। इसलिये इसे **सार्वत्रिक गैस स्थिरांक (Universal Gas Constant)** कहते हैं। R का मान उन इकाईयों पर निर्भर करता है। जिनमें p,V तथा T को व्यक्त किया जाता है।

गैस स्थिरांक R की प्रकृति (Nature of Gas Constant R)

गैस स्थिरांक की विमायें

गैस समीकरण के अनुसार–

$$pV = nRT$$

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

$$= \frac{\text{दाब} \times \text{आयतन}}{\text{मोल} \times \text{ताप}}$$

$$= \frac{\text{बल/क्षेत्रफल} \times \text{आयतन}}{\text{मोल} \times \text{ताप}}$$

$$= \frac{\text{बल} \times (\text{लम्बाई})^3}{(\text{लम्बाई})^2 \text{मोल} \times \text{ताप}}$$

$$= \frac{\text{बल} \times \text{लम्बाई}}{\text{मोल} \times \text{ताप}}$$

$$= \frac{\text{कार्य}}{\text{मोल} \times \text{ताप}}$$

अतः R को कार्य प्रति डिग्री प्रतिमोल में व्यक्त करते हैं। कार्य की विमायें वही होती है जो ऊर्जा की होती है।

अतः R की विमायें = ऊर्जा डिग्री$^{-1}$ मोल$^{-1}$

या R = ऊर्जा केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$

R का संख्यात्मक मान (Numerical Value of R)

जैसा कि ऊपर बताया जा चुका है R का मान दाब, आयतन और ताप की इकाइयों पर निर्भर करता है, अतः R के संख्यात्मक मान भिन्न–भिन्न इकाइयों में भिन्न–भिन्न होते हैं।

(i) R का मान लीटर वायुमंडल में–
(R in litre. atm)

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

$$= \frac{1\text{वायुमण्डल} \times 22.4\,\text{लीटर}}{1\text{मोल} \times 273.15\text{K}}$$

$$R = \frac{22.4}{273.15}$$

$= 0.082$ लीटर वायु $K^{-1}mol^{-1}$

$R = 8.2 \times 10^{-2}$ L atm K^{-1} mol^{-1}

(ii) R का मान जब दाब को bar में और आयतन को dm^3 में व्यक्त किया जाता है।

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

$$= \frac{1 bar \times 22.71\, dm^3}{1 mol \times 273.15 K}$$

$= 0.0831$ bar dm^3 K^{-1} mol^{-1}

(iii) R का मान CGS मात्रक में–CGS मात्रकों में ऊर्जा को अर्ग में व्यक्त करते हैं अतः R का मात्रक अर्ग प्रति केल्विन प्रति मोल होगा।

$R = \frac{PV}{nT}$, $P = hdg = 76.0 \times 13.6 \times 981$ डाइन सेमी$^{-2}$

$T = 273.15$ K, $V = 22.414 = 22414$ सेमी^{3}, $n = 1$ मोल

अतः $$R = \frac{76 \times 13.6 \times 981 \times 22.414}{1 \times 273.15}$$

$R = 8.314 \times 10^7$ डाइन सेमी केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$

या $R = 8.314 \times 10^7$ अर्ग केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$ (अर्ग = डाइन×से.मी)

$R = 8.314 \times 10^7$ erg K^{-1} mol^{-1}

$R = 8.314 \times 10^7$ dyne cm K^{-1} mol^{-1}

(iii) R का मान जूल में– 1 जूल = 10^7 अर्ग

अतः $R = 8.314$ जूल केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$ $= 8.314$ JK^{-1} mol^{-1}

(iv) R का मान कैलोरी में–

1कैलोरी = 4.184 जूल = 4.184×10^7 अर्ग

अतः $R = 1.987$ कैलोरी प्रति केल्विन प्रति मोल

$= 1.987$ कैलोरी केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$

$\cong 2.0$ कैलोरी केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$

$\cong 2$ cal K^{-1} mol^{-1}

(v) R का मान SI मात्रक में–SI मात्रक में दाब को पास्कल (Pa) तथा आयतन को धन मीटर (m^3) में व्यक्त करते हैं। सामान्य ताप एवं दाब पर (NTP) पर एक मोल गैस का आयतन 22.414 लिटर होता है अतः

$P = 1$ वायुमण्डल $= 1.01321 \times 10^5$ Pa; $n = 1$

$V = 22.414$ लीटर $= 22.414 \times 10^{-3}$ मीटर^3; $T = 273.15$K

$$R = \frac{(1.01321 \times 10^5 Pa)(22.414 \times 10^{-3} m^3)}{(1 mol)(273.15 K)}$$

$= 8.314$ पास्कल मीटर^3 केल्विन$^{-1}$मोल$^{-1}$

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

$= 8.314$ न्यूटन मीटर केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$ (1 Pa = न्यूटन मीटर$^{-2}$)

$= 8.314$ N m K^{-1} mol^{-1}

$= 8.314$ जूल केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$ [चूंकि जूल = न्यूटन मीटर]

$= 8.314$ JK^{-1} mol^{-1}

आधुनिक गणनाओं में NTP का स्थान STP ने ले लिया अतः इसके अनुसार STP पर दाब = 1 bar (75 सेमी पारे के तल के बराबर) एवं ताप 25° से. होता है। STP पर एक मोल का आयतन $24.789 \cong 24.8$ लिटर होता है अतः

$R = \frac{PV}{nT}$; P = 1 bar, V = 24.789 लिटर

$n = 1, T = 298.15$K

$= \frac{1 \times 24.789}{1 \times 298.15} = 0.083143$ बार लिटर केल्विन$^{-1}$ मोल$^{-1}$

$R = 0.08314$ bar L K^{-1} mol^{-1}

गैस समीकरण की उपयोगिता

यदि किसी निश्चित मात्रा वाली गैस का ताप T_1, आयतन V_1 तथा दाब P_1 से P_2 तक परिवर्तित होता है तो

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = nR \text{ प्रथम परिस्थिति में}$$

तथा $$\frac{P_2V_2}{T_2} = nR \text{ द्वितीय परिस्थिति में}$$

अतः $$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad ...(5.19)$$

समीकरण (5.19) में यदि कोई पांच चर ज्ञात हो तों अज्ञात चर की गणना की जा सकती है। इस समीकरण का उपयोग किसी गैस के सामान्य परिस्थिति में आयतन को STP पर ज्ञात करने में किया जाता है।

R के विभिन्न इकाइयों में मानों को सारणी 5.3 में दर्शाया गया है।

सारणी 5.3

दाब की इकाई	आयतन की इकाई	R का मान
वायुमंडल (atm)	लीटर litre (L)	0.0821 L atm $K^{-1}mol^{-1}$
बार (bar)	dm^3	0.083 bar dm^3K^{-1} ml^{-1}
वायुमंडल (atm)	cm^3	82.1cm^3 atm K^{-1} mol^{-1}
डाइन सेमी$^{-2}$ (dyne cm^{-2})	cm^3	8.314×10^7erg $K^{-1}mol^{-1}$ $= 1.99 \approx 2$ cal $K^{-1}mol^{-1}$
न्यूटन मीटर$^{-2}$ Nm^{-2}	m^3	8.314 Nm K^{-1} mol^{-1} $= 8.314$ JK^{-1} mol^{-1}

उदा.5.5. ऑक्सीजन गैस का एक नमूना 27°C ताप और 0.9 बार दाब पर 2.74 dm^3 आयतन घेरता है। 15°C ताप और 0.75 बार दाब पर इस गैस के आयतन की गणना कीजिये

हल– दिया गया है–

$T_1 = 273 + 27 = 300$ K

$V_1 = 2.74$ dm^3

$P_1 = 0.9$ bar $V_2 = ?$

$T_2 = 273 + 15 = 288$ K

$P_2 = 0.75$ bar

गैस समीकरण के अनुसार

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

मान स्थापित करने पर

$$\frac{0.9\times2.74}{300}=\frac{0.75\times V_2}{288}$$

या
$$V_2=\frac{0.9\times2.74\times288}{300\times0.75}$$
$$= \mathbf{3.156\ dm^3}$$

उदा.5.6. 27°C ताप और 0.92 bar दाब पर 18 लीटर गैस में हाइड्रोजन के मोलों की संख्या ज्ञात कीजिये। यदि हाइड्रोजन का द्रव्यमान 1.35 gm हो तो हाइड्रोजन का मोलर द्रव्यमान क्या होगा?

हल–
$$n=\frac{PV}{RT}$$
$$=\frac{(0.92\text{bar})(18\text{L})}{(0.083\,bar\text{LK}^{-1}mol^{-1})(300\text{K})}$$
$$n=\frac{0.92\times18}{0.083\times300}$$
$$n=0.67 \text{ मोल}$$

चूंकि
$$n=\frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$$

$$\text{मोलर द्रव्यमान (M)}=\frac{\text{द्रव्यमान}}{n}$$
$$M=\frac{1.350g}{0.67\,g\,mol^{-1}}$$
$$M=2.015\,g\,mol^{-1}$$

उदा.5.7. 25°C ताप पर 760 mm Hg दाब पर एक गैस 600 mL आयतन घेरती है। किसी अन्य स्थान पर जहां ताप 10°C आयतन 640mL हो जाता है, गैस का दाब क्या होगा?

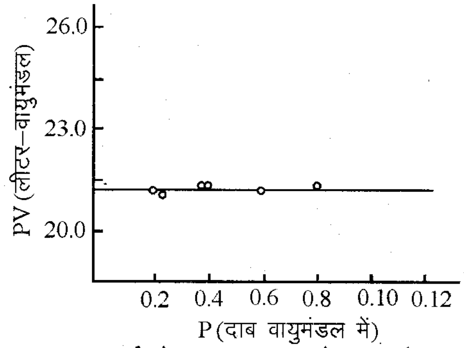
हल– दिया हुआ है–

$p_1 = 760$ mm Hg, $T_1 = 273 + 25 = 298$ K
$V_1 = 600$ mL, $T_2 = 273 + 10 = 283$ K
$V_2 = 640$ mL, $p_2 = ?$

$$\frac{p_1V_1}{T_1}=\frac{p_2V_2}{T_2}$$
$$p_2=\frac{p_1V_1T_2}{T_1V_2}$$
$$p_2=\frac{760\times600\times283}{640\times298}$$
$$= 676.8 \text{ mm Hg}$$

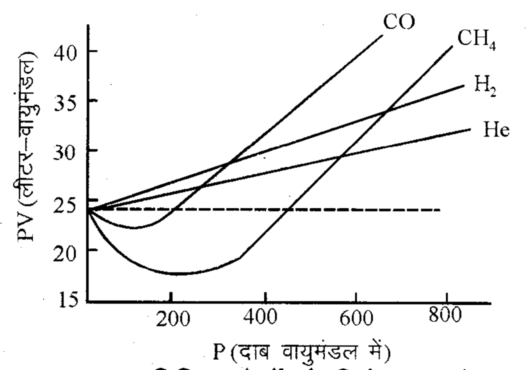
5.4.1 आदर्श व्यवहार से विचलन (Deviation from Ideal Behaviour)

- गैसें जो हर ताप और दाब पर गैस के नियमों की अर्थात् गैस समीकरण (PV=nRT) की अनुपालना करती है, आदर्श गैसें होती है परन्तु, सत्य है कि कोई भी गैस "आदर्श गैस" नहीं होती, क्योंकि वास्तविक गैसें ताप और दाब के विशेष मानों पर ही लगभग आदर्श गैसों जैसा व्यवहार करती है।
- विभिन्न गैसों का भिन्न–भिन्न ताप और दाब पर अध्ययन करने से यह पाया गया कि निम्न दाब और उच्च ताप पर ही वास्तविक गैसें PV=RT समीकरण का लगभग पालन करती है।
- एमागेट (Amagat) ने सन् 1818 में निश्चित ताप पर गैसों के दाब तथा आयतन के गुणनफल (PV) और दाब (P) के विभिन्न मानों के मध्य वक्र खीचें। बॉयल के नियमानुसार इस वक्र में दाब अक्ष के समानान्तर एक सीधी रेखा प्राप्त होनी चाहिए।



चित्र 5.10 : आदर्श गैस का PV और P के मध्य ग्राफ

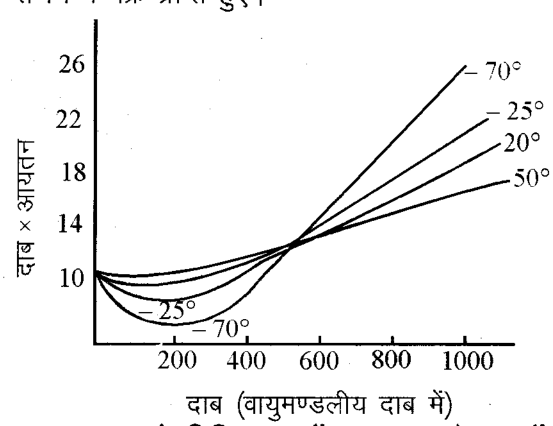
इस रेखा का प्राप्त होना इस बात की पुष्टि करता है कि यह एक आदर्श गैस है। किन्तु एमागेट ने पाया कि वक्र निम्न प्रकार के आते हैं।



चित्र 5.11 : 0°C पर विभिन्न गैसों के लिये PV और P में वक्र

इससे यह स्पष्ट है कि गैसें आदर्श गैस व्यवहार से विचलित हो जाती है अर्थात् PV का मान P बढ़ने पर स्थिर नहीं रहता है। P का मान बढ़ने पर कुछ पहले कम होता है और निम्नतम पर पहुंचकर फिर लगातार बढ़ता जाता है।

- नाइट्रोजन गैस के लिये विभिन्न तापों पर PV और P के मानों से निम्न वक्र प्राप्त हुए।



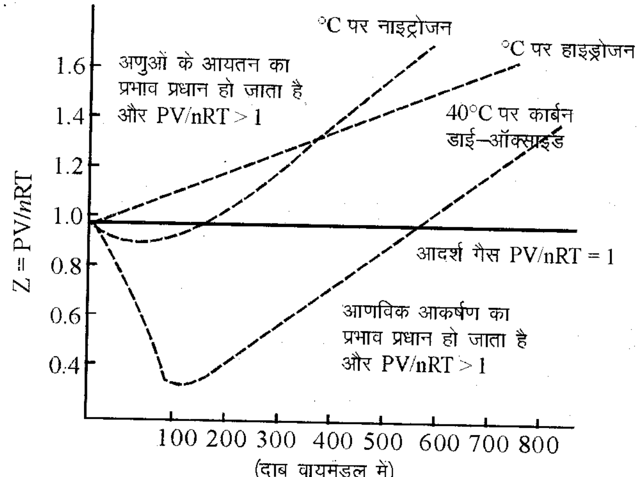
चित्र 5.12 : N_2 के विभिन्न तापों पर PV और P में वक्र

इस वक्र से स्पष्ट है कि उच्च ताप पर गैस आदर्श व्यवहार की ओर अग्रसर होती है और जैसे–जैसे ताप घटता है वैसे–वैसे आदर्श गैस व्यवहार से विचलन अधिक होता है। वास्तविक गैसों के इस व्यवहार को हम संपीड्यता गुणांक (Compressibility factor) से भी व्यक्त कर सकते हैं। आदर्श गैस के लिये

$$PV = ZnRT \quad (Z\text{– सपीड्यता गुणांक})$$

या
$$Z = \frac{PV}{nRT} = 1 \qquad \ldots (5.30)$$

आदर्श गैस के लिये संपीड्यता गुणांक का मान सदैव 1 होता है किसी गैस के लिये Z का इससे कम या अधिक मान वास्तविक गैस का आदर्श गैस से विचलन का मान है या विचलन दर्शाता है। संपीड्यता गुणांक और दाब में सम्बन्ध निम्न ग्राफ से दिखाया गया है–



चित्र 5.13 : दाब (P) और सम्पीड्यता गुणांक (Z) में वक्र

इससे स्पष्ट है कि P का मान शून्य या इसके निकट होने की स्थिति में Z का मान इकाई की ओर अग्रसर होता है। अर्थात् गैस समीकरण की अनुपालना निम्न दाब पर ही होती है।

5.4.2 आदर्श गैस व्यवहार से विचलन की वान्डरवाल्स अभिधारणाऐं

वान्डरवाल ने बताया कि गैस समीकरण से वास्तविक गैसों के विचलन का कारण गतिक सिद्धान्त की निम्न दो अभिधारणायें है–

(1) गैस के अणुओं का वास्तविक आयतन गैस के पूर्ण आयतन की तुलना में नगण्य है।

ताप और दाब की सामान्य अवस्था में यह अभिधारणा न्यायसंगत है क्योंकि कुछ आम गैसों में अणुओं का आयतन गैस के कुल आयतन का 0.14% होता है। अतः उपेक्षणीय है। उच्च दाब पर अथवा बहुत कम ताप पर गैस के कुल आयतन में पर्याप्त कमी आ जाती हैं। ऐसी अवस्था में गैस के अणु पास–पास आ जाते है और अब इनका आयतन (जो कि वही रहता है) कुल आयतन की तुलना में नगण्य नहीं माना जा सकता। इसलिये उच्च दाब और निम्न ताप पर यह अभिधारणा सत्य नहीं ठहरती है।

(2) गैस के अणुओं में परस्पर बहुत कम आकर्षण होता है। यह अभिधारणा भी सत्य नहीं है। गैस का द्रव और ठोस में संघनन इसका प्रत्यक्ष प्रमाण है। यद्यपि गैस के अणुओं में आकर्षण होता हैं, परन्तु दाब बढ़ने से गैस के घनत्व में वृद्धि होती है और इसके कारण अणु परस्पर पास–पास आ जाते हैं जिसके फलस्वरूप आण्विक बल प्रभावी हो जाते है। इसी प्रकार ताप कम करने पर अणुओं का वेग कम हो जाता है जिससे वे एक दूसरे के निकट आ जाते है और अन्तर आण्विक बल बढ़ जाते हैं। आकर्षण बलों की इस वृद्धि के कारण गैस का वास्तविक दाब, गैस समीकरण से निकाले गये दाब से कम होगा।

इन तथ्यों के आधार पर वान्डरवाल ने आदर्श गैस समीकरण में सुधार किया। आदर्श गैस समीकरण का संशोधित रूप निम्न है जिसे **वान्डरवाल समीकरण** कहते हैं।

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

यहाँ a तथा b वान्डरवाल स्थिरांक कहलाते हैं जो गैस की प्रकृति पर निर्भर करते हैं। समीकरण में $\frac{a}{V^2}$ दाब में विचलन का संशोधन और 'b' आयतन में संशोधन है।

n – मोलों के लिये $\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$

यहाँ 'b' अणुओं के एक मोल का प्रभावी आयतन है जो अणुओं के वास्तविक आयतन का लगभग चार गुना होता है। 'a' आकर्षण स्थिरांक है जो अणुओं के मध्य आकर्षण पर निर्भर करता है।

a व b के मान भिन्न–भिन्न गैसों के लिये भिन्न–भिन्न होते हैं। वान्डर वॉल समीकरण व्युत्पन्न करने के लिए हमें आयतन संशोधन और दाब संशोधन की गणना करनी होती है।

(i) आयतन संशोधन (Volume correction)

वान्डरवाल ने वास्तविक गैसों के अणुओं को दृढ़ (rigid) और गोलाकार (spherical) माना है, जिसका निश्चित आयतन होता है।

आदर्श गैस का आयतन (V_i) = वास्तविक गैस का आयतन – गैस के अणुओं का आयतन

$$V_i = V - b$$

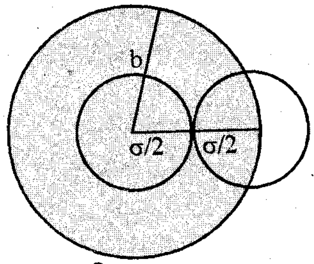
b वास्तविक गैस के एक मोल का अपवर्जित आयतन (excluded volume) कहलाता है।

n मोल के लिये

$$V_i = V - nb \qquad \ldots (5.31)$$

अपवर्जित आयतन b की गणना

माना कि गैस के अणु की त्रिज्या r/2 है। चित्र के अनुसार दोनों अणुओं के केन्द्र की दूरी r है। अत: दोनों अणु इस दूरी से अधिक निकट नहीं पहुँच सकते। अर्थात् एक अणु दूसरे अणु के चारों ओर r त्रिज्या के गोले के आयतन में नहीं जा सकता, चित्र 5.14(a) में इसे छायांकित गोले में दिखाया गया है। अत: यह आयतन दो का अपवर्जित आयतन (excluded volume) है।



चित्र 5.14(a)

दो अणुओं का अपवर्जित आयतन $= \frac{4}{3}\pi r^3$

एक अणु का अपवर्जित आयतन $= \frac{1}{2}\left[\frac{4}{3}\pi r^3\right]$

$$= 4\left[\frac{4}{3}\pi\left(\frac{r}{2}\right)^3\right] \quad ...(5.32)$$

चूंकि एक अणु का आयतन $= \frac{4}{3}\pi\left(\frac{r}{2}\right)^3$ ...(5.33)

अत: एक अणु का अपवर्जित आयतन = 4 [एक अणु का आयतन]

एक मोल अणुओं का अपवर्जित आयतन

$$= 4N\left[\frac{4}{3}\pi\left(\frac{r}{2}\right)^3\right] \quad ...(5.34)$$

अर्थात्

$$b = 4N\left[\frac{4}{3}\pi\left(\frac{r}{2}\right)^3\right] \quad ...(5.35)$$

अपवर्जित आयतन (b) अणुओं के वास्तविक आयतन का 4 गुना होता है।

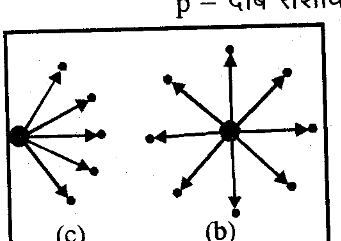
(ii) दाब संशोधन (Pressure Correction)

पात्र के अन्दर उपस्थित गैस अणु पर सभी ओर से अन्य अणुओं का आकर्षण बल लगता है। ये बल परस्पर निरस्त हो जाते हैं। और परिणामी आकर्षण बल शून्य होता है। परन्तु जो अणु पात्र की दीवार के निकट होता है, या पात्र की दीवार से टकराने जा रहा है, उस पर परिणामी आकर्षण बल पात्र के अन्दर की ओर होता है। (**चित्र 5.14**) इस प्रकार दीवार से टकराने वाले अणु पर अन्दर की ओर खिंचाव होता है। अत: अणु पात्र की दीवार से कम वेग से टकराता है और पात्र की दीवार पर कम दाब उत्पन्न करता है। इस प्रकार गैस का वास्तविक दाब आदर्श दाब की तुलना में p द्वारा कम होता है।

अत: $P = P_i - p$

या $P_i = P + p$

p = दाब संशोधन कहलाता है।



चित्र 5.14(b) : पात्र के अन्दर के अणु पर सन्तुलित आकर्षण बल

(c) दीवार से टकराने वाले अणु पर अन्दर की ओर खिंचाव

दाब संशोधन p निम्नलिखित दो कारकों पर निर्भर करता है–

(i) गैस के उन अणुओं की संख्या जो टकराने वाले अणु पर खिंचाव डालते हैं। यह गैस के घनत्व (ρ) पर निर्भर करता है।

अत: $p \propto \rho$

(ii) उन अणुओं की संख्या पर जो पात्र की दीवार से प्रति इकाई क्षेत्रफल पर प्रति सेकेण्ड टकराते हैं। यह भी गैस के घनत्व (ρ) पर निर्भर करता है।

अत: $p \propto \rho$

दोनों कारकों को मिलाने पर

$$p \propto \rho^2 \propto \left(\frac{n}{V}\right)^2$$

या
$$p = a\frac{n^2}{V^2} \quad ...(5.32)$$

अत:
$$P_i = P + \frac{an^2}{V^2} \quad ...(5.33)$$

आदर्श गैस समीकरण $P_iV_i = nRT$ में V_i और P_i के मान रखने पर

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad ...(5.34)$$

यह समीकरण n मोल के लिये वान्डरवाल गैस समीकरण कहलाती है।

एक मोल के लिये वान्डरवाल समीकरण है,

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT \quad ...(5.35)$$

a और b वान्डर वाल नियतांक कहलाते हैं

***a* के मात्रक–CGS पद्धति में–**

a = वायुमंडल लीटर^2 मोल$^{-2}$

a = atm L^2 मोल$^{-2}$

SI पद्धति में–

a = न्यूटन मीटर^4 मोल$^{-2}$

a = Nm^4 mol^{-2}

b के मात्रक–CGS पद्धति में-

b = लीटर मोल$^{-1}$

b = L मोल$^{-1}$

SI पद्धति में–

b = मीटर^3 मोल$^{-1}$

b = m^3 mol^{-1}

वान्डरवाल स्थिरांकों के मान गैस के चारित्रिक गुणों पर निर्भर करते हैं। "a" का मान गैस के अणुओं में अन्तर–अणुक आकर्षण बलों का परिमाण है जो ताप और दाब पर निर्भर नहीं करता। जितना अधिक "a" का मान होता है उतना ही अधिक आकर्षण बल होगा।

"a" का मान उन गैसों के लिये अधिक होता है, जिन्हें सरलता से द्रवित किया जा सकता है जैसे–NH_3, HCl, CO_2, SO_2 आदि। H_2, N_2, O_2 आदि गैसों के लिये "a" के मान कम होते हैं।

5.5 डाल्टन का आंशिक दाब नियम (Dalton's Law of Partial Pressure)

- जॉन डाल्टन ने 1801 में इस नियम को दिया था। इस नियम से उन्होंने दो या दो से अधिक अक्रियाशील गेसों के आंशिक दाबों और मिश्रण के कुल दाब के मध्य सम्बन्ध स्थापित किया।
- डाल्टन के नियम के अनुसार,"**परस्पर क्रिया न करने वाली गैसों के मिश्रण का कुल दाब प्रत्येक गैस के आंशिक दाब के योग के बराबर होता है।**"
- किसी गैस के आंशिक दाब का अर्थ है कि वह दाब जब उस गैस को मिश्रण के समान ताप और दाब पर समान आयतन के पात्र में रखा जाये।

गणितीय रूप में (स्थिर ताप और आयतन)

$$P = p_1+p_2+p_3+..... \quad ...(5.23)$$

यहाँ P = मिश्रण का कुल दाब तथा p_1, p_2, p_3.....आदि मिश्रण में अवयवी गेसों के आंशिक दाब है।

- यह नियम केवल आदर्श गैसों के मिश्रण पर पूर्ण रूप लागू होता है। वास्तविक गैसों के मिश्रण इस नियम से विचलन प्रदर्शित करते हैं।

गैस का आंशिक दाब (p)

- किसी गैस का ताप और आयतन गैसीय मिश्रण के ताप और आयतन के बराबर होने पर उस अकेली गैस का जितना दाब होगा, वह उस गैस का आंशिक दाब कहलाता है।
- गैसीय मिश्रण का ताप और कुल आयतन तथा मिश्रण में उपस्थित विभिन्न गैसों के मोलों की संख्याएँ ज्ञात होने पर गैसों के आंशिक दाबों की गणना निम्न प्रकार से की जा सकती है–

$$\text{गैस का आंशिक दाब} = \frac{\text{गैस के मोलों की संख्या}}{\text{मिश्रण का कुल आयतन}} \times RT$$

$$p_1 = \frac{n}{V}RT$$

- गैस समीकरण PV = nRT में यदि V व T स्थिर हो तो $P \propto n$ अर्थात् गैस का दाब उसके ग्राम अणुओं या गैस के मोलों की संख्या के समानुपाती होता है। इस आधार पर गैसों के आंशिक दाबें की गणना की जा सकती है।

माना के तीन गैसें T ताप पर V आयतन के पात्र में भरी हुई हैं। यदि p_1, p_2 और p_3 इन गैसों के आंशिक दाब हों तो आदर्श गैस समीकरण द्वारा–

$$p_1 = \frac{n_1RT}{V} \quad ...(5.24)$$

$$p_2 = \frac{n_2RT}{V} \quad ...(5.25)$$

$$p_3 = \frac{n_3RT}{V} \quad ....(5.26)$$

यहाँ n_1, n_2 तथा n_3 इन गैसों के मोलों की संख्या है। डाल्टन के नियम के अनुसार कुल दाब (P)

$$P = p_1 + p_2 + p_3$$

$$= \frac{n_1RT}{V} + \frac{n_2RT}{V} + \frac{n_3RT}{V}$$

$$P = (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V} \quad ...(5.27)$$

समीकरण **(5.24)** में समीकरण **(5.27)** का भाग देने पर

$$\frac{p_1}{P} = \frac{n_1}{n_1+n_2+n_3} = X_1$$

या $\quad p_1 = X_1.\ P.......$

यहाँ X_1 प्रथम गैस की मोल भिन्न है

अतः किसी गैस का आंशिक दाब = गैस की मोल भिन्न × कुल दाब

इसी प्रकार $\quad p_2 = X_2\ P$

तथा $\quad p_3 = X_3\ .P$

एक सामान्य सम्बन्ध को निम्न प्रकार लिखा जा सकता है।

$$p_i = X_i\ P$$

यहाँ p_i और X_i गैस i के आंशिक दाब और मोल भिन्न (मोल अंश) तथा P मिश्रण का कुल दाब है।

उदा.5.8. एक पात्र में भरी हुई H_2 और N_2 गैस के मिश्रण का दाब 750 bar है। यदि मिश्रण में N_2 का आंशिक दाब 150 bar हो मिश्रण में H_2 और N_2 के अणुओं का अनुपात क्या होगा।

हल– मिश्रण का कुल दाब = 750 bar

N_2 का आंशिक दाब (P_{N_2})

= 150 bar

H_2 का आंशिक दाब (P_{H_2}) = 750 – 150

= 600 bar

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार

$$P_{N_2} = \frac{n_{N_2}RT}{V} = 150 \text{ bar}$$

$$P_{H_2} = \frac{n_{H_2}RT}{V} = 600 \text{ bar}$$

पात्र का आयतन V और T समान है।

$$\frac{P_{H_2}}{P_{N_2}} = \frac{n_{H_2}}{n_{N_2}}$$

$$\frac{600}{150} = \frac{n_{H_2}}{n_{N_2}}$$

$$\frac{4}{1} = \frac{n_{H_2}}{n_{N_2}}$$

अतः $\quad n_{H_2} : n_{N_2} = 4 : 1$

उदा.5.9 ऑक्सीजन ओर नीऑन के एक मिश्रण में 167.5 ग्राम नीऑन और 70.6 ग्राम ऑक्सीजन है। यदि मिश्रण का कुल दाब 25 bar हो, तो मिश्रण में ऑक्सीजन और नीऑन के आंशिक दाबों की गणना कीजिये।
(ऑक्सीजन का मोलर द्रव्यमान = 32 ग्राम मोल$^{-1}$
नीऑन का मोलर द्रव्यमान = 20 ग्राम मोल$^{-1}$)

हल–
$$\text{ऑक्सीजन के मोल} = \frac{70.6\text{ग्राम}}{32\text{ग्राम मोल}^{-1}}$$
$$= 2.21 \text{ मोल}$$
$$\text{नीऑन के मोल} = \frac{167.5\text{ग्राम}}{20\text{ग्राम मोल}^{-1}}$$
$$= 8.375 \text{ मोल}$$
$$\text{कुल मोल} = 2.210 + 8.375 = 10.58$$
$$X_{O_2} = \frac{2.21}{10.58} = 0.21$$
$$X_{N_e} = \frac{8.37}{10.58} = 0.79$$
$$P_{O_2} = 0.21 \times 25 \text{ bar}$$
$$= \mathbf{5.25 \text{ bar}}$$
$$P_{N_2} = 0.79 \times 28 \text{ bar}$$
$$= \mathbf{19.75 \text{ bar}}$$

5.6 गैसों का विसरण (Diffusion of Gases)

प्रत्येक गैस में अन्तः मिश्रित होने का गुण होता है। जो गैसों की प्रकृति पर निर्भर नहीं करता।

यह कार्य बिना किसी बाह्य कार्य के होता है। गैसों का यह गुण विसरण (Diffusion) कहलाता है।

विसरण पर गुरूत्वाकर्षण का कोई प्रभाव नहीं होता है अर्थात् भारी गैस के अणु ऊपर और हल्की गैस के अणु नीचे जा सकते हैं।

अतः विसरण वह प्रक्रिया है जिसमें गैसें बिना किसी बाह्य कारक के परस्पर मिश्रित होती हैं।

ग्राहम का विसरण का नियम (Graham's Law of Diffusion)

दाब और ताप की समान परिस्थितियों में गैसों के विसरण की दर उनके घनत्व के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है। यह नियम **ग्राहम का विसरण नियम** कहलाता है।

यदि r_1 और r_2 दो गैसों के विसरण की दरें है और d_1 तथा d_2 उनके घनत्व है तो ग्राहम के विसरण नियमानुसार

$$r_1 \propto \frac{1}{\sqrt{d_1}} \quad ...(i)$$
$$r_2 \propto \frac{1}{\sqrt{d_2}} \quad ...(ii)$$

या
$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \quad (\text{स्थिर T और दाब पर})$$

चूंकि गैस का घनत्व उसके मोलर द्रव्यमान का आधा होता है अर्थात्

$$d_1 = \frac{M_1}{2}$$
$$d_2 = \frac{M_2}{2}$$

अतः
$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad ...(5.28)$$

$$\text{विसरण की दर} = \frac{\text{विसरित गैस का आयतन}}{\text{विसरण में लगा समय}}$$

या
$$r = \frac{V}{t} \text{ यदि आयतन V स्थिर हो}$$

तो
$$r \propto \frac{1}{t}$$
$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1}$$

अतः
$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

उदा.5.10. एक सीधी काँच की नली के दो सिरे X तथा Y के बीच की दूरी 200 सेमी. है। सिरे X से HCl गैस और सिरे Y से NH_3 गैस एक साथ छोड़ी जाती है। नली के बिन्दु P पर सफेद धुँआ दिखाई देता है। बिन्दु P से सिरे X की दूरी ज्ञात कीजिये।

हल– माना कि X सिरे से P बिन्दु की दूरी l सेमी. है।

तो Y सिरे से P की दूरी $= (200 - l)$ सेमी.

चूंकि प्रत्येक गैस द्वारा तय की गई दूरी उसके विसरण की गति के समानुपाती होती है।

अतः $l \propto$ HCl के विसरण की दर और $(200 - l) \propto NH_3$ के विसरण की दर

ग्राहम के नियम के अनुसार

$$\frac{\text{HCl के विसरण की दर}}{NH_3\text{के विसरण की दर}} = \sqrt{\frac{NH_3\text{का अणुभार}}{\text{HCl का अणुभार}}}$$
$$\frac{l}{200 - l} = \sqrt{\frac{17}{36.5}}$$
$$l = 81.12 \text{ सेमी.}$$

अभ्यास 5.2

प्र.1. बॉयल के नियम को परिभाषित कीजिये।

प्र.2. किसी गैस के pV और p के मध्य ग्राफ किस प्रकार का होता है।

प्र.3. किसी गैस के स्थिर ताप पर दाब और $\frac{1}{V}$ के मध्य खींचा गया ग्राफ किस प्रकार का होता है।

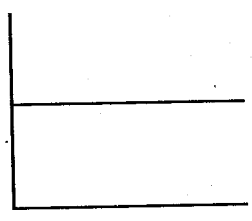
प्र.4. गैस के घनत्व और उसके दाब में सम्बन्ध क्या होता है।
प्र.5. चार्ल्स के नियम को परिभाषित कीजिये एवं उसके गणितीय रूप को लिखिये।
प्र.6. एक गैस का 0°C ताप पर आयतन V_0 है तो 10°C ताप पर उसका आयतन कितना होगा?
प्र.7. परमताप मापक्रम से आप क्या समझते हैं °C ताप को केल्विन मापक्रम में किस प्रकार परिवर्तित किया जाता है।
प्र.8. चार्ल्स के नियम का प्रायोगिक महत्व समझाइये।
प्र.9. गै–लुसैक नियम क्या है? यह नियम किस–किस में सम्बन्ध दर्शाता है।
प्र.10. गैसों का आवोगाद्रो नियम क्या है? समझाइये।
प्र.11. आवोगाद्रो संख्या क्या है? इसका मान लिखिये।
प्र.12. आदर्श गैस समीकरण लिखिये। गैस स्थिरांक की प्रकृति किस प्रकार की होती है, इसकी विमाओं को लिख कर समझाइये।
प्र.13. R के संख्यात्मक मान भिन्न–भिन्न इकाईयों में लिखिये।
प्र.14. गैसीय पदार्थो के मोलर द्रव्यमान और घनत्व में सम्बन्ध स्थापित कीजिये।
प्र.15. गैस के घनत्व और ताप में सम्बन्ध स्थापित कीजिये।

उत्तर 5.2

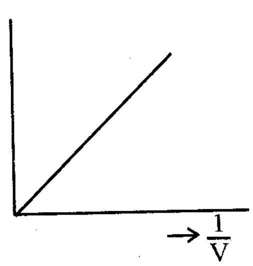
1. **बॉयल का नियम**–स्थिर ताप पर किसी गैस की निश्चित मात्रा का दाब उसके आयतन के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$P \propto \frac{1}{V}$ यदि ताप T स्थिर है।

2. किसी गैस के PV और P के मध्य ग्राफ दाब अक्ष के समानान्तर होता है।



3. स्थिर ताप पर किसी गैस के दाब (P) और $\left(\frac{1}{V}\right)$ के मध्य खींचा गया ग्राफ मूल बिन्दु से गुजरने वाली सरल रेखा होता है।



4. स्थिर ताप पर गैस के निश्चित द्रव्यमान का दाब उसके घनत्व के समानुपाती होता है। $d \propto P$

5. पाठ्य सामग्री देखियें।
6. $V_{10} = V_0 + \frac{10}{273.15} \times V_0$.
7. पाठ्य सामग्री देखियें।
8. खेलकूद अंतरिक्ष विज्ञान सम्बन्धी परीक्षण एवं मौसम आदि के परीक्षण में गर्म वायु के गुब्बारों का प्रयोग चार्ल्स के नियम की उपयोगिता है। ताप बढ़ने से आयतन बढ़ता है, चूंकि द्रव्यमान स्थिर रहता है अतः वायु का घनत्व घटता है, परिणामस्वरूप गुब्बारा ऊपर उठता है।
9. पाठ्य सामग्री देखियें।
10. आवोगाद्रो नियम के लिये खण्ड 5.7.4 देखिये।
11. किसी पदार्थ के एक मोल में उपस्थित पदार्थ के कणों (परमाणु, अणु अथवा आयनों की संख्या आवोगाद्रो संख्या कहलाती है। इसे N_A द्वारा प्रदर्शित करते हैं।

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

12. आदर्श गैस समीकरण $PV = nRT$
    P = गैस का दाब, V = गैस का आयतन,
    n = गैस के मोलों की संख्या R = गैस स्थिरांक
    T = परम ताप (ताप केल्विन में)
    R की प्रकृति के लिये खण्ड 5.9 देखिये।
13. R के सख्यात्मक मान के लिये सारणी 5.3 देखिये।
14. गैसीय पदार्थों के मोलर द्रव्यमान और घनत्व में सम्बन्ध के लिये पाठ्य सामग्री देखियें।
15. गैस के घनत्व और ताप में सम्बन्ध

$$\text{घनत्व } (d) = \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}}$$

$d \propto \frac{1}{V}$ ...(i) द्रव्यमान स्थिर है

चार्ल्स के नियम के अनुसार

$V \propto T$ ...(ii)

(i) और (ii) द्वारा $d \propto \frac{1}{T}$

या dT = स्थिरांक ...(iii)

यदि ताप T_1 पर घनत्व d_1 तथा ताप T_2 पर घनत्व d_2 हो तो

$$d_1T_1 = d_2T_2$$

5.7 गैसों का अणुगति सिद्धान्त (Kinetic Theory of Gases)

गैसों का सैद्धान्तिक रूप से व्यवहार दर्शाने के लिये विभिन्न वैज्ञानिकों (क्रोनिंग मेक्सबैल एवं बोल्ट्जमैन) ने गैसों के अणुगति सिद्धान्त का विकास किया। ये सिद्धान्त यद्यपि आदर्श गैसों के लिये ही हैं परन्तु इनसे गैसीय नियम व व्यवहार समझे जा सकते है।

अणुगति की मुख्य अभिधारणायें

1. प्रत्येक गैस अतिसूक्ष्म कणों से मिलकर बनी होती है जिन्हें अणु कहते हैं।

2. अणुओं का वास्तविक आयतन गैस के आयतन की तुलना में नगण्य होता है।
3. गैस के अणु सदैव तीव्र गति से हर सम्भव दिशा में अनियमित गति करते रहते हैं। अणु सीधी रेखा में चलते हैं तथा इनकी दिशा दूसरे अणुओं अथवा पात्र की दीवारों पर टकराने से ही बदलती है।
4. गैस के अणुओं के मध्य अन्तराणुक आकर्षण बल नगण्य होता है।
5. गैस के अणु पूर्ण प्रत्यास्थ होते हैं अर्थात् परस्पर एक दूसरे से अथवा पात्र की दीवारों से टकराने पर भी इनकी गतिज ऊर्जा में कोई कमी नहीं आती है।
6. गैस का दाब उसके अणुओं की पात्र की दीवारों से टक्करों के कारण उत्पन्न होता है।
7. गैस के अणुओं की गति पर गुरूत्व आकर्षण का प्रभाव नगण्य होता हैं।
8. गैस के अणुओं की गतिज ऊर्जा उसके परम ताप के समानुपाती होती है।

गैसों का अणुगतिक समीकरण

उपरोक्त गतिज सिद्धान्त की अभिधारणाओं के आधार पर गैसों की अणु गति समीकरण की व्युत्पत्ति की जा सकती है। अणुगतिक समीकरण को व्युत्पन्न क्लॉसियस और क्रोनिग ने किया था। यहाँ हम अणुगतिक समीकरण को व्युत्पन्न नहीं करेंगे। केवल अणुगतिक समीकरण को लिखेंगे।

समीकरण इस प्रकार है–

$$pV = \frac{1}{3} mnu^2 \qquad ...(5.29)$$

यहाँ p = गैस का दाब; V = गैस का आयतन

n = गैस के अणुओं की संख्या

m = गैस के अणु का द्रव्यमान

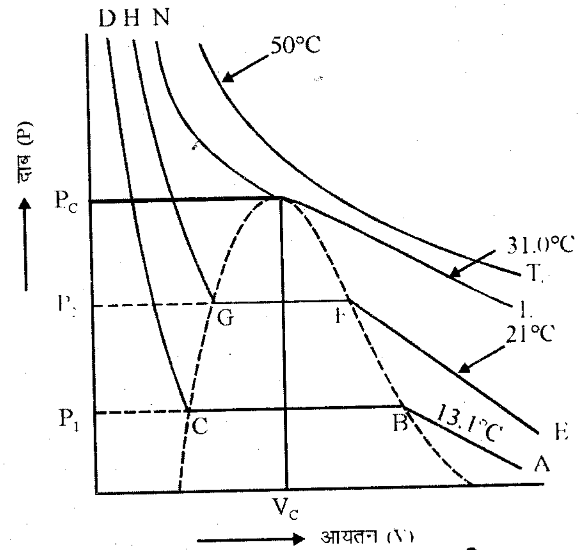
u = गैस के अणुओं का वर्गमाध्य मूल वेग (root mean square velocity rms) है।

5.8 गैसों का द्रवीकरण (Liquefication of Gases)

किसी पदार्थ की गैसीय अवस्था को द्रव अवस्था में बदलने का अर्थ है कि उनके अणुओं के बीच की दूरी कम की जाए। गैस के अणुओं के बीच दूरी को, गैस का ताप कम करके या गैस पर दाब बढ़ाकर या दोनों कारक लगा कर कम किया जा सकता है।

एन्ड्रयू का प्रयोग (Andrew's Experiment)

थॉमस एन्ड्रयू ने कार्बन डाई ऑक्साइड के लिये विभिन्न तापों पर समतापी आरेख खीचें। इन आरेखों से निष्कर्ष निकला कि कार्बन डाईऑक्साइड वास्तविक गैस के समान व्यवहार करती है। एन्ड्रयू ने देखा कि उच्चताप पर समतापी आरेख आदर्श गैस के समतापी आरेख के समान होते हैं उच्च ताप पर CO_2 गैस को उच्च दाब लगाकर भी द्रवित नहीं किया जा सकता। एन्ड्रयू ने विभिन्न ताप पर CO_2 के दाब और आयतन के मध्य समतापी चित्र **5.15** में दर्शाये गये हैं। यहाँ कुछ निश्चित तापों पर प्राप्त वक्रों की व्याख्या की गई हैं।



चित्र 5.15 : CO_2 के एन्ड्रयू समतापी वक्र

(i) 31°C से अधिक ताप पर समतापी वक्र

चित्र में 50°C पर वक्र को दर्शाया गया है जो कि एक आयताकार परवलय (Rectangular Hyperbola) है, गैस के आदर्श व्यवहार को दर्शाता है।

50°C के ऊपर के अन्य वक्र भी इसी प्रकार के है। अतः CO_2 31° C के ऊपर गैस है।

(ii) 31°C पर समतापी वक्र–31°C के समतापी वक्र में बिन्दु M पर वक्र में कुछ मुड़ाव (twist) है, अर्थात् बिन्दु M पर CO_2 गैस द्रव के रूप में प्रकट होती है। E बिन्दु को क्रान्तिक बिन्दु कहते हैं, इस बिन्दु का ताप क्रान्तिक ताप और दाब क्रान्तिक दाब कहलाता है। जो कि क्रमशः 31°C (304K) और 72.9 atm. है। यह वक्र **क्रान्तिक वक्र** कहलाता है।

(iii) 31°C से नीचे ताप पर समतापी वक्र–

चित्र में एक वक्र 21°C तथा दूसरा O°C पर दर्शाया गया है।

(a) O°C पर समतापी वक्र–बिन्दु A पर CO_2 गैसीय अवस्था में है। दाब बढ़ाने पर गैस का आयतन घटता है और बिन्दु B पर इसका द्रवीकरण प्रारम्भ हो जाता है। क्षैतिज वक्र BC के अनुदिश दाब स्थिर रहता तथा द्रव और गैस दोनों एक साथ अस्तित्व में रहते हैं। C बिन्दु पर गैस पूर्णतया द्रव में परिवर्तित हो जाती है। दाब और अधिक बढ़ाने पर आयतन में CD के अनुसार सूक्ष्म परिवर्तन होता है।

(b) 21°C पर समतापी वक्र–यह वक्र ABCD वक्र के समान ही होता है, परन्तु इसमें क्षैतिज भाग FG छोटा हो जाता है।

क्रान्तिक समतापी के नीचे चित्र में दिखाई गई बिन्दुकित रेखा के बाँयी ओर केवल द्रव CO_2 होगी। बिन्दुकित रेखा के दाहिनी ओर गैस CO_2 होगी और बिन्दुकित रेखा के अन्दर द्रव CO_2 और गैस CO_2 साम्यवस्था में होगी।

उदा. 5.11 अमोनिया तथा कार्बन डाइऑक्साइड के क्रांतिक ताप क्रमशः 405.5 K तथा 304.10 K है। यदि ताप को 500 K से समतापी ताप तक कम करें, तो कौनसी गैस पहले द्रवीकरण होगी? **[Textbook Question 5.3]**

हल : अमोनिया का क्रांतिक ताप पहले प्राप्त होगा अतः पहले

अमोनिया का द्रवीकरण होगा तथा कार्बन डाइऑक्साइड के द्रवीकरण के लिए ताप ओर कम करना होगा अर्थात् अधिक शीतलन करना होगा।

5.8.1 गैसों के द्रवीकरण की प्रायोगिक विधियाँ

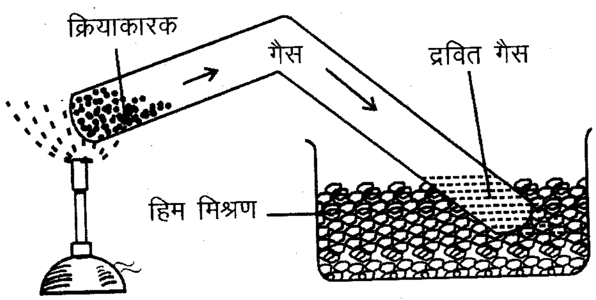
- किसी गैस का द्रवीकरण उसके ताप में कमी करके (ठंडा करके) अथवा उस पर दाब में वृद्धि करके अथवा दोनों के सम्मिलित प्रभावों द्वारा किया जा सकता है।

गैसों के द्रवण के लिए निम्न विधियाँ है–

(1) फैराडे विधि (2) लिण्डेविधि (3) क्लाऊड विधि

(1) **फैराडे विधि (हिममिश्रण द्वारा शीतलन)**–कुछ गैसें जैसे H_2S, Cl_2, CO_2, SO_2 आदि सन् 1823 में फैराडे द्वारा हिममिश्रण से ही दाब द्वारा द्रवित की गई। इसके लिए एक V आकार की नली ली जिसकी एक भुजा में क्रियाकारको द्वारा गैस उत्पन्न होती है व दूसरी भुजा को सील करके हिममिश्रण में डुबों दिया जाता है। हिममिश्रण के रूप में बर्फ + NaCl, बर्फ + $NaNO_3$, ठोस CO_2 + ईथर आदि का उपयोग किया जाता है।

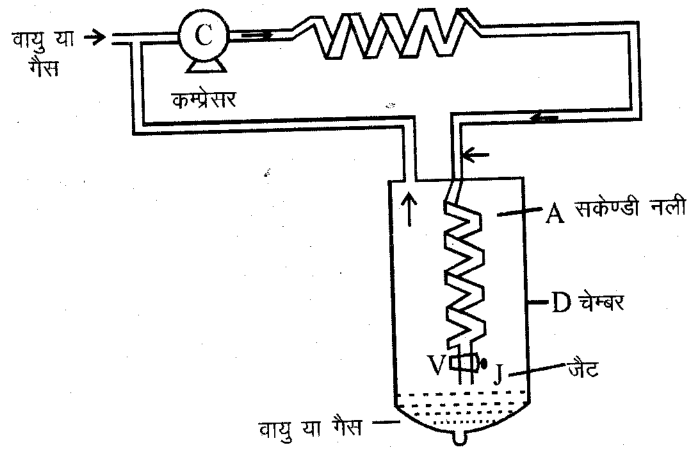
गैस को द्रवित करने के लिए दो शर्तो का पालन आवश्यक है, कम ताप व अधिक दाब। बर्फ का पिघलना व पदार्थ का घुलना दोनों ही ऊष्माशोषी अभिक्रियाएँ है इसलिए ऊष्मा अवशोषित होगी व ताप कम होगा। हिम मिश्रण में रखी नली में गैस स्वयं के दाब से संपीड़ित होती जाएगी व जब दाब काफी बढ़ जाता है तो गैस द्रवित हो जाएगी। यह विधि उन गैसों के लिए उपयुक्त है जिनके क्रान्तिक ताप बहुत कम नहीं होते हैं।



चित्र 5.16 : गैसों के द्रवण की फैराडे विधि

नोट–(i) इस विधि में O_2, N_2, H_2 गैसें द्रवित नहीं की जा सकती क्योंकि हिममिश्रण से बहुत कम ताप प्राप्त नहीं किया जा सकता है।
(ii) O_2, N_2, व H_2 गैसों को स्थायी गैसों की संज्ञा दी गई है।

(2) **लिण्डे विधि**–यह विधि जूल थॉमसन प्रभाव पर आधारित है जिसके अनुसार,"**किसी गैस को उच्च दाब क्षेत्र से संरध डाट द्वारा कम दाब क्षेत्र की ओर प्रसारित करने पर उसके ताप में कमी हो जाती है और शीतलन प्रभाव प्रेक्षित होता है।**" लिण्डे उपकरण में उस वायु अथवा गैस जिसको द्रवित करना है को नमी व अशुद्धियों से मुक्त करके उच्च दाब (लगभग 200 वायुमण्डल) पर संपीड़क (Compressure) द्वारा संपीड़ित करके उसे आंतरिक सकेन्द्री नलियों (Concontric pipes) में से गुजारा जाता है।

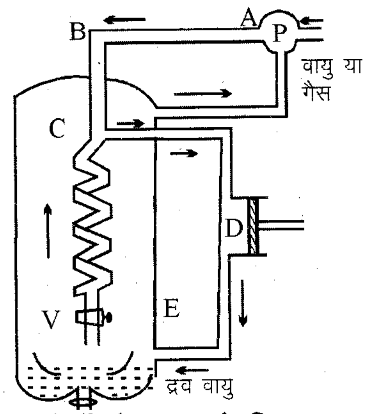


चित्र 5.17 : गैसों के द्रवण के लिए लिण्डे उपकरण

फिर वाल्ब v को खोलकर सरन्ध्र J में से गैस को बड़े चेम्बर D में प्रसारित होने देते हैं इससे गैस का ताप कम हो जाता है। व दाब भी कम हो जाता है। (लगभग 50 वायुमण्डल)। जूल थौमसन प्रभाव के कारण गैस का शीतलन होता है। अब शीतल गैस को बाह्य कोष्ठ D में से गुजार कर फिर संपीड्यता पम्प द्वारा 200 वायुमण्डल दाब पर संपीड़ित करके सकेन्द्री नलियों से गुजारते हैं। इस क्रिया को तब तक दोहराते है जब तक कि गैस द्रवित न हो जाए। द्रवित गेस को डेबार **(Debar)** फलास्क में संग्रहित कर लेते हैं।

(3) **क्लॉड विधि (Claudes method)**–जब एक संपीड़ित गैस का रूद्धोष्म परिस्थितियो में किसी परिरोधी दाब के विरूद्ध प्रसार होने दिया जाता है तो वह गैस कुछ बाह्य कार्य करती है। चूँकि रूद्धोष्म परिस्थितियों में ऊर्जा का विनिमय सम्भव नहीं है अतः बाह्य कार्य में गैस की आन्तरिक ऊर्जा खर्च होती है, इस आन्तरिक ऊर्जा की कमी के कारण गैस का ताप कम हो जाता है। अतः इस सिद्धान्त व जूल थॉमसन प्रभाव दोनों के संयुक्त प्रभाव का उपयोग करके क्लॉड ने गैसों के द्रवीकरण की विधि को विकसित किया।

क्लॉड विधि में–CO_2 व जल वाष्प रहित शुद्ध वायु अथवा अन्य गैस को कम्प्रेशर की सहायता से 200 वायुमण्डल दाब पर ABC मार्ग द्वारा गुजार कर सम्पीड़ित किया जाता है। C बिन्दु पर इस नली के दो भाग हो जाते हैं। एक भाग D सिलिण्डर में चला जाता है व दूसरा भाग सकेन्द्रीय नलियों में चला जाता है। D में एक वायुरूद्ध पिस्टन लगा रहता है जिससे गैस या वायु का उच्च दाब के विरूद्ध रूद्धोष प्रसार होता है और वह पिस्टन को धक्का देती है। इससे गैस को यांत्रिक कार्य करना पड़ता है जिससे गैस की अणुओं की गतिज ऊर्जा कम होती है व गैस का ताप कम हो जाता है। इस प्रकार शीत (Cooled) वायु नली E में ऊपर की ओर जाती है जो सकेन्द्रीय नलियों को ठण्डा कर देती है।



चित्र 5.18 : गैसों के द्रवण के लिए क्लॉड उपकरण

इस उच्च दाब वाली शीत वायु को वाल्व v खोलकर सरन्ध्र (जेट) J में से निम्न दाब की ओर प्रसारित होने दिया जाता है। यहाँ पर जूल थॉमसन प्रभाव के कारण वायु का तापमान और कम हो जाता है। अर्थात् शीतलन होता है। इस प्रकार शीतल गैस को फिर पम्प P द्वारा संपीड़ित करके ABC मार्ग से गुजारा जाता है। यह प्रक्रिया तब तक दोहराई जाती है जब तक कि गैस द्रवित न हो जाए।

द्रवित गैसों के उपयोग–

(1) राकेटों में जैट वायुयानों में ऑक्सीजन के मुख्य स्रोत के रूप में द्रव वायु का उपयोग करते हैं।

(2) द्रव ऑक्सीजन ऐसिटिलीन के साथ धातु बेल्डिंग में काम आती है।

(3) फ्रिओन, द्रव NH_3, द्रव SO_2 व द्रव CO_2 आदि को रेफ्रिजरेटर व वातानुकूलन में प्रशीतक के रूप में प्रयुक्त करते हैं।

(4) प्रयोगशाला में न्यूनतम ताप उत्पन्न करने के लिए द्रव N_2, द्रव वायु, द्रव H_2 व ठोस CO_2 व एल्कोहल, एसीटोन या ईथर का मिश्रण काम में लेते हैं।

(5) द्रवण की सहायता से कुछ गैसों को उनके मिश्रणों में से पृथक किया जा सकता है। जैसे Ne व Ar को वायु से अलग करना।

(6) द्रव Cl_2 जल में कीटनाशी के रूप में प्रयुक्त होती है।

5.9 द्रव अवस्था (Liquid State)

पदार्थ की द्रव अवस्था, गैसीय एवं ठोस अवस्था की मध्यवर्ती है। गैस अवस्था की तुलना में, द्रव अवस्था में अन्तर–अणुक बल अधिक प्रबल होते हैं। उनके अणु इतने पास–पास होते हैं कि उनके मध्य रिक्त स्थान बहुत कम होता है। द्रव गैस की अपेक्षा अधिक सघन होते हैं।

द्रवों में वाष्पीकरण का गुण भी होता है। वाष्पन की दर, द्रव की प्रकृति, द्रव के सतही क्षेत्रफल तथा ताप पर निर्भर करती है। द्रव के विशिष्ट गुण हैं- वाष्प दाब, पृष्ठ तनाव एवं श्यानता

5.9.1 वाष्प दाब (Vapour Pressure)

जब किसी निर्वातित पात्र में कुछ द्रव भरा जाता है, तो द्रव का वाष्पन शुरू हो जाता है और वाष्प पात्र के शेष आयतन में भर जाती है। धीरे–धीरे वाष्पन की दर कम होती जाती है और कुछ समय बाद ऐसा आभास होता है कि वाष्पन रूक गया है। परन्तु ऐसा नहीं है। क्योंकि वाष्पन के साथ संघनन भी होता है। इस अवस्था में वाष्पन और संघनन की दर समान हो जाती है, अतः वाष्प और द्रव दोनों साम्यावस्था में होते हैं। अतः **एक निश्चित ताप पर द्रव की सतह पर वाष्प द्वारा डाला गया दाब, जबकि द्रव और वाष्प साम्यवस्था में हों, द्रव का वाष्प दाब कहलाता है।**

वाष्प दाब को संक्षेप में निम्न प्रकार समझा जा सकता है।

- द्रव की सतह पर द्रव वाष्प अणुओं द्वारा साम्यावस्था पर लगाया दाब वाष्प दाब कहलाता है।
- इस क्रिया में वाष्पन की क्रिया बंद पात्र में कराई जाती है।
- बंद पात्र में वाष्पीकरण के साथ–साथ संघनन की क्रिया भी होती है।
- वाष्पन व संघनन एक दूसरे की विपरीत अभिक्रियायें होती है।
- संघनन की दर वाष्प के अणुओं की सान्द्रता के अनुक्रमानुपाती होती है।
- प्रारम्भ में वाष्पन की दर अधिक होती है परन्तु कुछ समय बाद जब वाष्प अधिक बन जाती है तो संघनन की दर घट जाती है।
- जब वाष्पन की दर संघनन की दर के बराबर हो जाती है तो साम्य स्थापित हो जाता है।
- यह साम्य गतिक होता है। इस पर वाष्प व द्रव दोनों की सान्द्रता स्थिर हो जाती है।

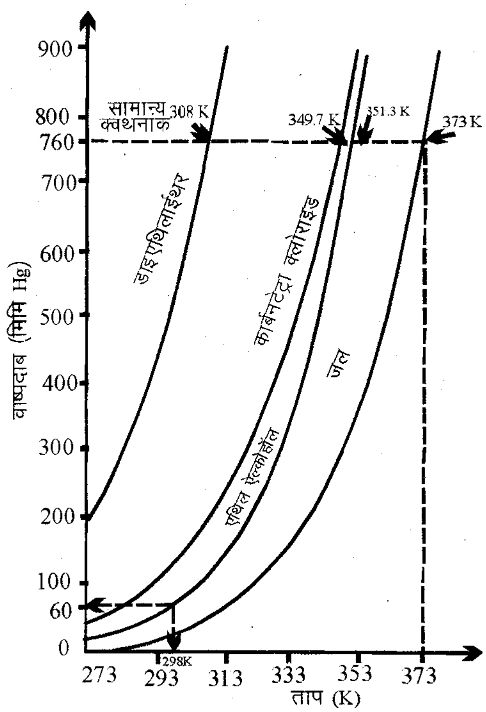
जब द्रव को खुले पात्र में गर्म किया जाता हैं तो वाष्पीकरण द्रव की सतह से होता है और वाष्प दाब बढ़ता जाता है। जब द्रव का वाष्प दाब बाह्य दाब के बराबर हो जाता है। तो पूरे द्रव का वाष्पीकरण होने लगता हैं। दूसरे शब्दों में हम कह सकते हैं कि द्रव का मुक्त वाष्पीकरण होने लगता है। इस स्थिति को द्रव का उबलना (boiling) कहते हैं।

यह ताप उस दाब पर द्रव का क्वथनांक कहलाता है। अतः द्रव के क्वथनांक को निम्न प्रकार परिभाषित कर सकते हैं–

"वह ताप जिस पर किसी द्रव का वाष्प दाब बाह्य दाब के बराबर हो जाता है, द्रव का क्वथनांक कहलाता है।"

चित्र 5.19 में कुछ द्रवों के क्वथनांक दर्शाये गये है।। चूंकि द्रव को खुले पात्र में गर्म किया जाता है। अतः बाह्य दाब एक वायुमंडल (1atm) होगा। अतः किसी द्रव का वाष्पदाब जिस ताप पर 1 वायुमंडल हो जायेगा, उसका क्वथनांक होगा।

यदि दाब एक बार (1 bar) हो तो क्वथनांक को मानक क्वथनांक कहते हैं जल का मानक क्वथनांक 99.6°C (372.6 K) है।



चित्र 5.19 : कुछ द्रवों के वाष्प दाब पर ताप का प्रभाव

वाष्प दाब को प्रभावित करने वाले कारक (Factors in fuecing vapour pressure)

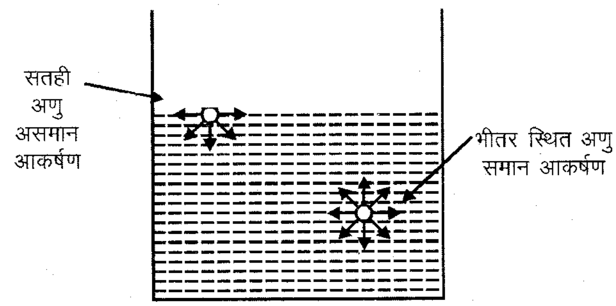
(i) **द्रव की प्रकृति**–अधिक वाष्पशील द्रवों का वाष्प दाब भी अधिक होता है।

(ii) **ताप**–ताप अधिक होने पर वाष्प दाब भी बढ़ जाता है।
कारण–ताप बढ़ाने पर अणुओं की गतिज ऊर्जा भी बढ़ती है। जिससे द्रव अवस्था से गैसावस्था में बदलने वाले अणुओं की संख्या में भी वृद्धि होती हैं।

(iii) **अवाष्पशील विलेय का मिलाना (Addition of non volatile solute)**–किसी द्रव विलयन में अवाष्पशील विलेय मिलाने पर वाष्प दाब में कमी आती है।
कारण–अवाष्पशील विलेय के अणु भी द्रव सतह का कुछ हिस्सा घेरेंगे। जिससे वाष्पीकरण के लिये कम सतही क्षेत्रफल उपलब्ध होगा।

5.9.2 पृष्ठ तनाव (Surface Tension)

- किसी द्रव में (जो किसी पात्र में भरा गया है) भीतर स्थित अणु पर सभी दिशाओं में अन्य अणुओं द्वारा समान रूप से आकर्षण बल लगता है, परन्तु द्रव की ऊपरी सतह पर स्थित अणुओं पर अन्दर नीचे की ओर अधिक अणु होने के कारण असमान आकर्षण बल लगता है जिससे ये सतही अणु नीचे की ओर खिंचते हैं। **(चित्र 5.20)** सतह के अणुओं की ऊर्जा द्रव के भीतरी अणुओं की ऊर्जा से अधिक होती है। अतः वे सतह छोड़कर द्रव के भीतर आने लगते है। इससे द्रव सतह पर अणुओं की संख्या घट जाती है और उनके मध्य दूरी बढ़ जाती है। इस दूरी को कम करने के लिये अणु एक दूसरे के निकट आते हैं, जिससे द्रव की सतह संकुचित हो जाती है। इस संकुचन से द्रव के सतह पर जो तनाव (Tension) उत्पन्न होता है, पृष्ठ तनाव (Surface Tension) कहलाता है।
- **द्रव की सतह पर खींची गई एक रेखा के एकांक लम्बाई पर लगने वाला लम्बवत् बल पृष्ठ तनाव कहलाता है। पृष्ठ तनाव को γ (गामा) द्वारा प्रदर्शित करते हैं।**



चित्र 5.20 : द्रव के अणुओं पर समान और असमान आकर्षण बल

पृष्ठ तनाव के कारण ही द्रव की ऊपरी सतह एक खिंची हुई झिल्ली (Stretched membrane) की भांति रहती है।
द्रव के सतही क्षेत्रफल को बढ़ाने के लिये ऊर्जा देनी पड़ती है। अतः दूसरे शब्दों में पृष्ठतनाव को पृष्ठीय ऊर्जा (Surface energy) के रूप में भी परिभाषित किया जा सकता है।
किसी द्रव के सतही क्षेत्रफल में एकांक वृद्धि के लिये आवश्यक ऊर्जा को पृष्ठीय ऊर्जा कहते हैं।
पृष्ठीय ऊर्जा को सामान्यतया जूल मीटर$^{-2}$ (Jm^{-2}) में व्यक्त करते हैं।
पृष्ठ तनाव को डाइन सेमी$^{-2}$ (CGS) इकाई में तथा न्यूटन मीटर$^{-1}$(Nm^{-1}) अथवा जूल मीटर$^{-2}$ (Jm^{-2}) SI इकाई में व्यक्त करते हैं।

पृष्ठ तनाव को प्रभावित करने वाले कारक–

- पृष्ठ तनाव द्रव अणुओं के मध्य लगने वाले आकर्षण बलों पर निर्भर करता है।
- एक ही प्रकार के अणुओं के मध्य लगने वाला आकर्षण बल **'ससंजक बल'** (Cohesive force) कहलाता है।
- दो भिन्न प्रकार के अणुओं के मध्य लगने वाले आकर्षण बल को **'आसंजक बल'** (Adhesive Force) कहते हैं।
- तापमान बढ़ाने पर पृष्ठ तनाव में कमी आती है। चूंकि ताप बढ़ाने से द्रव अणुओं के मध्य आकर्षण बल घटते हैं।
- आवोग्रादो के अनुसार $\gamma\left[\frac{m}{d}\right]^{2/3} = k(T_C - T)$ जहाँ $\frac{m}{d}$ मोलर आतयन, k स्थिरांक है। γ पृष्ठतनाव, T_C क्रान्तिक ताप T - प्रेक्षित ताप है।
- सतह सक्रियकारकों (Surface Active agents) जैस साबुन इत्यादि के मिलाने पर द्रव के पृष्ठ तनाव में कमी आती है।

5.9.3 श्यानता (Viscosity)

यह एक सामान्य प्रेक्षण है कि सभी द्रव समान वेग से नहीं बहते है। कुछ द्रव जैसे एल्कोहल, जल, बेंजीन, ईथर आदि सरलता से बहते हैं जबकि कुछ द्रव जैसे ग्लीसरीन, शहद, केस्टर ऑयल आदि कठिनाई से बहते हैं।

जब द्रव बहता है तो द्रव की परतें एक दूसरे के ऊपर से गुजरती है, तब उनके मध्य घर्षण बल उत्पन्न होता हैं इस घर्षण बल का माप श्यानता (Viscosity) कहलाता है। घर्षण बल के कारण द्रव के प्रवाह में आन्तरिक प्रतिरोध उत्पन्न होता है, इस आन्तरिक प्रतिरोध को ही श्यानता कहते हैं।

माना कि प्रवाहित द्रव में हम किसी एक परत X को चुनते हैं। X परत से ऊपर की परत इसके वेग को बढ़ाती है, जबकि निचली परत इसके वेग को घटाती है।

इस प्रकार द्रव की परतों की अपेक्षिक गतिओं को प्रभावित करने वाला घर्षण बल परतों के क्षेत्रफल और दो परतों के बीच वेग प्रवणता (Velocity gradient) के समानुपाती होता है।

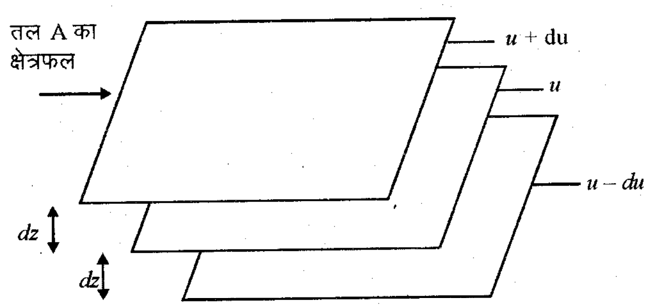
मानक दूरी पर स्थित द्रव की दो परतों के बीच वेग परिवर्तन को वेग प्रवणता कहते हैं।

माना कि परतों का क्षेत्रफल A तथा वेग प्रवणता $\frac{du}{dz}$ है। तो घर्षण बल F को इस प्रकार लिखा जाता है।

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

या

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



चित्र 5.21 : द्रव की विभिन्न परतों का प्रवाह

यहाँ η (इटा) एक समानुपातिक नियतांक है, जिसे श्यानता गुणांक (Viscosity Coefficient) कहते हैं श्यानता गुणांक द्रव की प्रकृति और ताप पर निर्भर करता है। श्यानता गुणांक को सामान्यतया श्यानता ही कहा जाता है।

η को परिभाषित करने के लिये माना कि

$$A = 1 \text{ सेमी}^2 \text{ तथा } \frac{du}{dz} = 1 \text{ है}$$

तो $F = \eta$

अतः **किसी द्रव में 1 सेमी. दूरी पर स्थित दो समानान्तर परतों के वेग में इकाई अन्तर बनाये रखने के लिये प्रति इकाई क्षेत्रफल पर लगने वाला बल श्यानता गुणांक कहलाता है।**

श्यानता गुणांक का व्युत्क्रम **तरलता (Fludity)** कहलाती है, जिसे φ द्वारा प्रदर्शित करते हैं अतः

$$\phi = \frac{1}{\eta}$$

श्यानता गुणांक या श्यानता की इकाई

CGS इकाई में–

η = डाइन सेमी$^{-2}$ सैकिण्ड (पॉयज)
= dynes cm^{-2} sec (Piose)
η = ग्राम सेमी$^{-1}$ सेकिण्ड (पॉयज)
= g cm^{-1} s^{-1}(Piose)

SI इकाई में

η = न्यूटन मीटर$^{-2}$ सेकिण्ड
= Nm^{-2} sec.
η = किग्रा. मीटर$^{-1}$ सेकिण्ड$^{-1}$
= kg m^{-1}s^{-1}

CGS और SI इकाई में सम्बन्ध

1 पॉयज = 1 g cm^{-1} s^{-1}
= 10^{-3} kg 10^2 m^{-1}s^{-1}
= 10^{-1} kg m^{-1} s^{-1}
= 0.1 Pa s

अतः 1 पॉयज = 0.1 पास्कल सेकिण्ड होता है।

अन्य महत्त्वपूर्ण आंकिक प्रश्न

प्रश्न 1. 35° से. ताप तथा 1 .2 bar दाब पर 120 mL धारित वाले पात्र में गैस की निश्चित मात्रा भरी है। यदि 35° से. पर गैस को 180 mL धारिता वाले फ्लास्क में स्थानान्तरित किया जाता है, तो गैस का दाब क्या होगा?

हल– दिया हुआ है– P_1 = 1.2 bar, P_2 = ?, V_1 = 120 mL, V_2 = 180 mL

चूँकि ताप नियत है, अतः बॉयल का नियम लगाने पर

$$P_1V_1 = P_2V_2 \text{ या } P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{(1.2\text{bar})\times(120\text{mL})}{(180\text{mL})}$$

= 0.8 bar.

प्रश्न 2. अवस्था-समीकरण का उपयोग करते हुए स्पष्ट कीजिए कि दिए गए ताप पर गैस का घनत्व गैस के दाब के समानुपाती होता है।

हल– आदर्श गैस समीकरण के अनुसार–

$$PV = nRT \text{ या } P = \frac{nRT}{V};$$

$$n = \frac{\text{गैस का द्रव्यमान (m)}}{\text{गैस का मोलर द्रव्यमान (M)}}$$

$$P = \frac{mRT}{MV}$$

चूंकि घनत्व $\rho = \frac{m}{V}$ अतः $P = \frac{\rho RT}{M}$

या $\rho \propto P$ नियत ताप पर

प्रश्न 3. एक विद्यार्थी 27°C ताप पर गोल पेंदे के फ्लास्क में अभिक्रिया-मिश्रण डालना भूल गया तथा उस फ्लास्क को ज्वाला पर रख दिया। कुछ समय पश्चात् उसे अपनी भूल का अहसास हुआ। उसने उत्तापमापी (pyrometer) की सहायता से फ्लास्क का ताप 477°C पाया। आप बताइए

कि वायु का कितना भाग फ्लास्क से बाहर निकला?

उत्तर– माना कि फ्लास्क का आयतन V ली. है अर्थात् फ्लास्क में V लीटर वायु है। मानाकि 477°C पर वायु का आयतन V_2 हो जाता है।

अतः चार्ल्स नियम के अनुसार,

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

$$\frac{V_1}{300K} = \frac{V_2}{750K}$$

$V_2 = 2.5$ V लीटर

अतः बाहर निकली वायु का आयतन = 2.5 V – V = 1.5 V

बाहर निकली वायु का अंश = $\frac{1.5V}{2.5V} = \mathbf{\frac{3}{5}}$

प्रश्न 4. 3.32 bar पर 5dm³ आयतन घेरने वाली 4.0 mol गैस के ताप की गणना कीजिए। (R = 0.083 bar dm³mol⁻¹)

हल– आदर्श गैस समीकरण के अनुसार $PV = nRT$ या $T = \frac{PV}{nR}$

उपलब्ध आँकड़ों के अनुसार

गैस के मोलों की सं. (n) = 4.0 mol

गैस का आयतन (V) = 5 dm^3

गैस का दाब (P) = 3.32 bar

गैस नियतांक (R) = 0.083 bar $d,^3$ K^{-1} mol^{-1}

$$T = \frac{(3.32 bar)\times(5 dm^3)}{(4.0 mol)\times(0.083 bar dm^3 K^{-1} mol^{-1})}$$

= 50 K

प्रश्न 5. 1.4g डाइनाइट्रोजन गैस में उपस्थित कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना कीजिए।

हल– N_2 का मोलर द्रव्यमान = 28g

28 g N_2 से निरूपित होते हैं = 6.022×10^{23} अणु

1.4 g N_2 से निरूपित होते हैं = $6.022 \times 10^{23} \frac{(1.4g)}{(28g)}$

= 3.011×10^{22} अणु

नाइट्रोजन की परमाणु संख्या

(N) = 7

N_2 का 1 अणु होते हैं = 7 × 2 = 14 इलेक्ट्रॉन

N_2 के 3.01×10^{22} अणु में होंगे

= $(14 \times 3.011 \times 10^{22})$

= 4.215×10^{23} इलेक्ट्रॉन

प्रश्न 6. यदि एक सेकण्ड में 10^{10} गेहूँ के दाने वितरित किए जाएँ, तो आवोगाद्रो-संख्या के बराबर दाने वितरित करने में कितना समय लगेगा?

हल– 10^{10} दानों को बाँटने में लगा समय = 1s

6.22×10^{23} दानों को बाँटने में लगा समय

$$= (1s) \times \frac{(6.022\times10^{23} \text{ दाने})}{(10^{10} \text{ दाने})}$$

$$= \frac{6.022\times10^{13}}{60\times60\times24\times365} \text{ वर्ष}$$

= 1.9×10^6 वर्ष

प्रश्न 7. 27°C ताप पर 1dm³ आयतन वाले फ्लास्क में 8 ग्राम डाइऑक्सीजन तथा 4 ग्राम डाइहाइड्रोजन के मिश्रण का कुल दाब कितना होगा?

उत्तर– ऑक्सीजन के मोलों की सं. (n_1) = $\frac{\text{ऑक्सीजन का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$

$$= \frac{(8.0g)}{(32.0 g mol^{-1})} = 0.25 mol$$

हाइड्रोजन के मोलों की सं. (n_2) = $\frac{\text{हाइड्रोजन का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$

$$= \frac{(4.0g)}{(2.0 g mol^{-1})} = 2 \text{ mol.}$$

मिश्रण में कुल मोलों की संख्या = 0.25 + 2

$n_{कुल}$ = 2.25 mol

माना कि मिश्रण का कुल दाब P है।

अतः $P = \frac{n_{कुल}RT}{V}$

$$P = \frac{(2.25 mol)\times(0.83 bar dm^3 K^{-1} mol^{-1})\times 300K}{1dm^3}$$

= 56.05 bar

प्रश्न 8. गुब्बारे के द्रव्यमान तथा विस्थापित वायु के द्रव्यमान के अन्तर को 'पेलोड' कहते हैं। यदि 27°C पर 10 m त्रिज्या वाले गुब्बारे में 1.66 bar पर 100 kg हीलियम भरी जाए, तो पेलोड की गणना कीजिए। (वायु का घनत्व = 1.2 kg m⁻³ तथा R = 0.83 bar dm³ K⁻¹ mol⁻¹)

हल– पद I. विस्थापित वायु के द्रव्यमान की गणना

गुब्बारे की त्रिज्या(r) = 10m

गुब्बारे का आयतन (V) = $4/3\, \pi r^3 = 4/3 \times 22/7 \times (10m)^3$

= 4190.5 m^3

विस्थापित वायु का द्रव्यमान= वायु का आयतन (गुब्बारा) × वायु का घनत्व = $(4190.5\ m^3) \times (1.2\ kg\ m^{-3})$

= 5028.6 kg

पद II. **भरे हुए गुब्बारे के द्रव्यमान की गणना**

उपस्थित He के मोलों की संख्या

$$(n) = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{(1.66 bar\ 4190.5 \times 10^3 dm^3)}{(0.083 bar\ dm^3 K^{-1} mol^{-1})\times(300K)}$$

= 279.37×10^3 mol

उपस्थित He का द्रव्यमान

= He के मोल × He का मोलर द्रव्यमान

= $(279.37 \times 10^3\ mol) \times (4\ g\ mol^{-1})$

= $1117.48 \times 10^3 g$ = 1117.48 kg

भरे हुए गुब्कारे का द्रव्यमान= 100+1117.48 = 1217.48 kg

पद III. पेलोड की गणना

पेलोड = विस्थापित वायु का द्रव्यमान – भरे हुए गुब्बारे का द्रव्यमान

$= 5028.6 - 1217.48$

$= \mathbf{3811.12\ kg}$.

प्रश्न 9. एक bar दाब पर डाइहाइड्रोजन तथा डाइऑक्सीजन के मिश्रण में 20% डाइहाइड्रोजन (भार से) रखा जाता है, तो डाइहाइड्रोजन का आंशिक दाब क्या होगा?

हल– माना कि मिश्रण में H_2 का द्रव्यमान= 20g

$\therefore$ मिश्रण में O_2 का द्रव्यमान होगा = 80g

H_2 के मोलों की सं.$(n_{H_2}) = \dfrac{(20g)}{(2g mol^{-1})}$

$= (10\ mol)$

O_2 के मोलों की सं.$(n_{O_2}) = \dfrac{(80g)}{(32g mol^{-1})} = 2.5\ mol$

गैसीय मिश्रण का कुल दाब = 1 bar

अन्य सभी दशाएँ समान हैं, अतः गैसों के आंशिक दाब उनके मोलों के अनुपात में होंगे

अतः H_2 का आंशिक दाब $(p_{H_2}) = H_2$ का मोल अंश × कुल दाब

$$= \frac{10\ mol}{(10+2.5) mol} \times 1 bar$$

$= \mathbf{0.8\ bar}$

प्रश्न 10. pV^2T^2/n राशि के लिए SI इकाई क्या होगी?

हल– $$pV^2T^2/n = \frac{(Nm^{-2})(m^3)^2(K)^2}{mol}$$

$= \mathbf{Nm^4K^2\ mol^{-1}}$.

प्रश्न 11. चार्ल्स के नियम के आधार पर समझाइए कि न्यूनतम सम्भव ताप –273°C होता है।

उत्तर– –273°C (या 0K) ताप को परम शून्य ताप कहते हैं। इसके नीचे ताप पर, पदार्थ का गैस के रूप में अस्तित्व नहीं हो सकता तथा द्रव अवस्था में बदल जाता है। इसका अर्थ है कि चार्ल्स नियम को केलव –273°C ताप तक ही प्रयुक्त किया जा सकता है, क्योंकि इससे कम ताप पर पदार्थ गैस के रूप में नहीं होता है।

प्रश्न 12. कार्बन डाइऑक्साइड तथा मेथेन का क्रान्तिक ताप क्रमशः 31.1°C एवं –81.9°C है। इनमें से किसमें प्रबल अन्तर आण्विक बल है तथा क्यों?

उत्तर– क्रान्तिक तापों के मान से पता चलता है कि CO_2 के अणुओं में अन्योन्य क्रिया अधिक है। वास्तव में, दोनों गैसें अध्रुवीय हैं परन्तु CO_2 में वाण्डर वाल अन्योन्य क्रिया बड़े आण्विक आकार के कारण अधिक होती है।

प्रश्न 13. वॉन्डरवाल्स प्राचल की भौतिक सार्थकता को समझाइए।

उत्तर–वान्डरवाल समीकरण में प्राचल (parameter) a और b हैं।
"a" गैसों में अन्तरआणुविक बलों के परिमाण को दर्शाता है।
"b" गैस अणुओं के प्रभावी आकार (आयतन) का माप है।

अन्य महत्त्वपूर्ण प्रश्न-उत्तर

प्रश्न 1. गैस के लिए परम शून्य ताप क्यों नहीं प्राप्त किया जा सकता है?

उत्तर– किसी भी स्थिति में गैस का –273°C या परम शून्य ताप प्राप्त नहीं किया जा सकता है क्योंकि इस ताप पर गैस का आयतन शून्य हो जाता है। दूसरे शब्दों में गैस का अस्तित्व ही नहीं रहता है। वास्तव में यह ताप प्राप्त करने से पहले गैस द्रव अवस्था में परिवर्तित हो जाएगी।

प्रश्न 2. क्या हम CO एवं O_2 के मिश्रण का डाल्टन के आंशिक दाब का नियम लगा सकते हैं?

उत्तर– नहीं, यह नियम इन गैसों के मिश्रण पर नहीं लगाया जा सकता है। कयोंकि ये गैसें क्रिया करके CO_2 बना लेती हैं। यह नियम केवल अक्रियाशील गैसों पर ही लागू होता है।

प्रश्न 3. N_2O एवं CO_2 दोनों में ताप एवं दाब की समान परिस्थितियों में विसरण की दर समान होती है समझाइए

उत्तर– दोनों गैसों का ग्राम अणु भार (44g) समान होता है। ग्राहम के विसरण नियम के अनुसार गैसों के विसरण की दर गैसों के अणुभार के वर्ग मूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है। अतः दोनों गैसों के विसरण की दर समान है।

प्रश्न 4. NH_3 (अमोनिया) एवं HCl (हाइड्रोजन क्लोराइड गैस) प्रयोगशाला के दो विपरीत कोनों में बन रही हो, तो प्रयोगशाला के मध्य में खड़े व्यक्ति तक कौन-सी गैस सर्वप्रथम पहुँचेगी?

उत्तर– उस व्यक्ति तक NH_3 (अमोनिया) गैस सर्वप्रथम पहुँचेगी क्योंकि वह HCl (हाइड्रोजन क्लोराइड गैस) की तुलना में हल्की होती है अर्थात् घनत्व कम होता है। यह ग्राहम के विसरण नियम के अनुसार होता है। इसके अनुसार दी गई ताप एवं दाब की परिस्थितियों में विसरण की दर घनत्व के वर्ग के व्युत्क्रमानुपाती होती है।

प्रश्न 5. सोडा वाटर की बोतलें गर्मियों मे पानी में क्यों रखी जाती है?

उत्तर– सोडा वॉटर की बोतलों में CO_2 गैस जल में उच्च दाब पर प्रवाहित की जाती है, क्योंकि जल में गैस की घुलनशीलता अधिक नहीं होती है। गर्मियों में, जल में गैस की घुलनशीलता घट जाती है क्योंकि ताप में अधिकता घुलनशीलता को कम कर देती है, अतः गर्मियों में काँच की बोतल में गैस का दाब अत्यधिक बढ़ जाता है, जिसे कि काँच की बोतल सहन नहीं कर सकती। इससे बोतल के फूटने से भयानक दुर्घटना घटित हो सकती है। इससे बचने के लिए बोतलों को पानी के नीचे रखा जाता है। इसके फलस्वरूप ताप घट जाता है। व गैस की घुलनशीलता जलीय विलयन में बढ़ जाती है। इसके परिणामस्वरूप दाब घट जाता है।

प्रश्न 6. द्रव अमोनिया की बोतल को खोलने से पहले ठण्डा किया जाता है। समझाइए।

उत्तर– द्रव अमोनिया की बोतल में गैस उच्च दाब पर भरी होती है।

यदि बोतल को ऐसे ही खोल दिया जाये तो दाब में अचानक कमी के कारण गैस का आयतन बढ़ जाएगा जिसके फलस्वरूप गैस अचानक बोतल से बाहर आ जाएगी। परिणामस्वरूप बोतल टूट जाएगी एवं कोई दुर्घटना घटित हो सकेगी। अब यदि बोतल को पानी के नीचे कुछ देर के लिए ठण्डा किया जाय तो गैस का आयतन कम हो जाता है। यदि अब बोतल को खोला जाय तो गैस बोतल से धीरे–धीरे बाहर आएगी एवं दुर्घटना की संभावना घट जाएगी।

प्रश्न 7. वाहनों के पहियों में सर्दियों की तुलना में गर्मियों में दाब कम क्यों रखा जाता है?

उत्तर– वायु का दाब, ताप के समानुपाती होता है। चूँकि गर्मियों में ताप सर्दियों के ताप की तुलना में अधिक होता है, इसलिए गर्मियों में ट्यूब में दाब भी सर्दियों की तुलना में अधिक होता है और यह संभव है कि गर्मियों में उच्च दाब पर ट्यूब फट जाय। अतः ट्यूब में गर्मियों में सर्दियों की तुलना में कम दाब पर ही वायु भरी जाती है।

प्रश्न 8.वायु का गुब्बारा जैसे-जैसे ऊपर उठता जाता है, आकार में बड़ा होता जाता है। कारण बताओ।

उत्तर– बॉयल के नियम के अनुसार गैस का आयतन दिये हुए ताप पर गैस के दाब के व्युत्क्रमानुपाती होता है। जैसे–जैसे वायु का गुब्बारा ऊपर उठता है, उसमें दाब कम होता जाता है। जिसके फलस्वरूप गुब्बारे में गैस का आयतन या गुब्बारे का आकार बढ़ता जाता है।

प्रश्न 9. किन परिस्थितियों में वास्तविक गैसें, आदर्श गैस के व्यवहार से अधिकतम विचलित होती हैं?

उत्तर– वास्तविक गैसें उच्च दाब एवं कम ताप पर आदर्श गैस व्यवहार से अधिकतम विचलित होती हैं।

प्रश्न 10.क्वथनांक एवं वाष्पीकरण के मध्य मुख्य अन्तर क्या है?

उत्तर– वाष्पीकरण एक धीमी प्रक्रिया है जो कि सभी तापों पर स्वतः होती रहती है। क्वथनांक एक तीव्र प्रक्रिया है और द्रव केवल उसी ताप पर उबलता है जब उसका वाष्प दाब प्रयुक्त बाह्य दाब के बराबर हो जाए।

प्रश्न11. दाब बढ़ाने पर द्रव का क्वथनांक क्यों बढ़ जाता है?

उत्तर– द्रव का क्वथनांक वह ताप है जिस पर वाष्प दाब बाह्य दाब के बराबर हो जाय। जब दाब बढ़ाया जाता है तो द्रव का वाष्प दाब भी बाह्य दाब के बराबर करने के लिए बढ़ाना होगा। अतः द्रव को और गर्म करना पड़ता है या उसका क्वथनांक बढ़ जाता है।

प्रश्न12.द्रव की बूंद गोल आकार ले लेती है। क्यों?

उत्तर– पृष्ठ तनाव के कारण द्रव निम्नतम पृष्ठ क्षेत्रफल रखना चाहता है। चूँकि दिये हुए आयतन के लिए, गोल बूँद का पृष्ठ क्षेत्रफल निम्नतम होता है, अतः द्रव की बूँद गोल आकार ले लेती है।

प्रश्न 13.काँच की नली में पानी का तल अवतल (Concave) जबकि पारे का उत्तल (Convex) होता है। क्यों?

उत्तर– जल की स्थिति में, काँच एवं जल के अणुओं के मध्य आसंजक बल जल के अणुओं के मध्य ससंजक बल की तुलना में प्रबल होते हैं। अतः, जल का आकार अवतल होता है। जबकि पारे में ससंजक बल, आसंजक बलों की तुलना में प्रबल होते हैं, जिसके फलस्वरूप उसका आकार उत्तल होता है।

प्रश्न 14.ईथर एवं ऐसीटोन जैसे द्रव ठंडी जगहों पर रखे जाते हैं। क्यों?

उत्तर–यह दोनों द्रव प्रकृति में वाष्पशील होते हैं अर्थात् उनके क्वथनांक बहुत कम होते हैं। उच्च ताप पर इनका वाष्पीकरण बहुत तेजी से होता है। अतः, उनका वाष्पीकरण रोकने हेतु उनका ताप कम किया जाना चाहिए या उन्हें ठण्डी जगह पर रखना चाहिए।

प्रश्न 15.जब चाय या कॉफी गर्म हो तो उन्हें प्लेट में लेकर पीया जाता है। क्यों?

उत्तर– वाष्पीकरण से ठंडक प्राप्त होती है और पृष्ठ क्षेत्रफल बढ़ने के साथ–साथ वाष्पीकरण की दर भी बढ़ जाती है। चूँकि प्लेट का क्षेत्रफल अधिक होता है, अतः इसमें चाय या कॉफी का वाष्पीकरण भी तेजी से होगा। जिसके फलस्वरूप ये दोनों ठंडे हो जाते हैं एवं पीने में आसानी होती है।

प्रश्न 16. यदि हथेली पर ऐल्कोहॉल का वाष्पीकरण हो तो ठण्डक महसूस होती है। क्यों?

उत्तर– ऐल्कोहॉल के कुछ अणु टक्करों के कारण मुक्त ऊर्जा से अधिक गतिज ऊर्जा रखते हैं। अतः वे वाष्प के रूप में मुक्त होते हैं। चूंकि अन्य अणुओं की गतिज ऊर्जा घट जाती है, अतः उनका ताप कम हो जाता है। इसके फलस्वरूप हथेली ठंडी हो जाती है।

अति लघुत्तरीय प्रश्न

प्रश्न 1.किसी गैस को परम शून्य ताप (OK) पर ठंडा करना सम्भव क्यों नहीं है?

उत्तर– किसी को परम शून्य ताप पर ठंडा करना इसलिए सम्भव नहीं है क्योंकि यह ताप प्राप्त करने से पहले ही गैस द्रवित हो जाती है।

प्रश्न 2.सा.ता. दाब की दशाओं में आदर्श गैस का मोलर आयतन क्या होत है?

उत्तर– सा.ता.दा. दशाओं में आदर्श गैस का मोल आयतन 22.4 dm^3 होता है।

प्रश्न 3. पहाड़ी स्टेशन पर सब्जियाँ कठिनाई से क्यों पकती हैं?

उत्तर– किसी पहाड़ी स्टेशन पर वायुमण्डलीय दाब कम होता है और द्रव का क्वथनांक कम हो जाता है। अतः जल की उपस्थिति में सब्जियाँ पकाने के लिए अधिक समय की आवश्यकता होती है।

प्रश्न 4. किसी गैस के लिए वाण्डर वाल स्थिरांक 'a' का मान शून्य है। इसका क्या अर्थ होता है?

उत्तर– इसका अर्थ है कि गैस अणुओं में आकर्षी बल नगण्य होते हैं और इनकी अनुपस्थिति में, गैस द्रवित नहीं हो सकती है।

प्रश्न5. बॉयल ताप क्या है?

उत्तर– यह उस ताप के रूप में परिभाषित किया जा सकता है जिस पर वास्तविक गैस आदर्श गैस की भाँति व्यवहार करती है।

प्रश्न 6. गिरती हुई द्रव की बूंदे गोलीय आकृति की क्यों होती हैं?

उत्तर– द्रव हमेशा अपनी सतह पर कुछ पृष्ठ तनाव रखता है जो द्रव के पृष्ठ क्षेत्रफल पर निर्भर करता है। पृष्ठ तनाव कम करने के लिए गिरती हुई द्रव की बूंदें गोलीय आकृति की हो जाती हैं क्योंकि गोले में हमेशा न्यूनतम पृष्ठ क्षेत्रफल होता है।

प्रश्न 7. गैस के द्रव्यमान और इसके मोलों की संख्या के मध्य क्या सम्बन्ध है?

उत्तर– गैस के मोलों की संख्या $(n) = \frac{\text{गैस का द्रव्यमान } (m)}{\text{गैस का मोलर द्रव्यमान } (M)}$

प्रश्न 8. दाब का S.I. मात्रक क्या है?

उत्तर– दाब का S.I. मात्रक Pa या Nm^{-2} होता है।

प्रश्न 9. ताप के केल्विन पैमाना सेल्सियस पैमाने की अपेक्षा अधिक बेहतर क्यों होता है?

उत्तर– केल्विन पैमाना सेल्सियस पैमाने की अपेक्षा बेहतर होता है क्योंकि केल्विन पैमाने पर कोई ऋणात्मक ताप नहीं होता है।

प्रश्न 10. H_2, N_2, He, O_2 आदि गैसों को विसरण के बढ़ते हुए क्रम में व्यवस्थित कीजिए।

उत्तर– विसरण की बढ़ती हुई दर है–$O_2 < N_2 < He < H_2$.

प्रश्न 11. किसी गैस के लिए सम्पीड्यता गुणांक (Z) एक से कम होता है। इसका क्या अर्थ है?

उत्तर– यह सूचित करता है कि गैस आदर्श गैस की अपेक्षा अधिक सम्पीडित हो सकती है।

प्रश्न 12. ग्लिसरीन और जल (H_2O) में से कौन-सा अधिक श्यान (viscus) होता है?

उत्तर– ग्लिसरीन ($HOH_2C.CHOH.CH_2OH$) के अणुओं में जल के अणुओं की अपेक्षा अधिक हाइड्रोजन आबंधन होने के कारण यह अधिक श्यान (viscus) होता है।

पाठ्यपुस्तक के प्रश्नोत्तर

वस्तुनिष्ठ प्रश्न

1. आदर्श गैस समीकरण में R की विमा है।

(अ) mole atom K^{-1} (ब) lit mole
(स) erg K^{-1} (द) litatm K^{-1} $mole^{-1}$

उत्तर-(द)

2. वह ताप व दाब जिस पर बर्फ, जल और वाष्प एक साथ अस्तित्व में होते हैं-

(अ) 0°C, 1 atm (ब) 0°C, 2.7 mm
(स) 2°C, 4.7 atm (द) –2°C, 4.7 mm

उत्तर-(ब)

3. निम्नलिखित में से किस गैस की विसरण दरें अधिकतम हैं-

(अ) NH_3 (ब) N_2
(स) CO_2 (द) O_2

उत्तर-(स)

4. यदि एक आदर्श गैस के दो मोल 546 K ताप पर है, उनका आयतन 44.8 लीटर है, तो उनका दाब होगा-

(अ) 2 atm (ब) 1 atm
(स) 4 atm (द) 3atm

उत्तर-(अ)

5. यदि एक आदर्श गैस का परम ताप दुगुना और दाब आधा हो जाता है तो गैस का आयतन हो जायेगा--

(अ) दुगुना (ब) चारगुना
(स) चौथाई (द) अपरिवर्तित

उत्तर-(ब)

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न-

प्रश्न.6 क्वथनांक तथा वाष्पीकरण प्रक्रिया में क्या अंतर है?

उत्तर– वाष्पीकरण की प्रक्रिया में द्रव अपनी सतह से वाष्पीकृत होता है। क्वथनांक पर द्रव उबलने लगता है और पूरे द्रव का वाष्पीकरण होने लगता है।

प्रश्न.7 दाब बढ़ाने पर द्रव का क्वथनांक क्यों बढ़ जाता है?

उत्तर– दाब बढ़ाने पर वह ताप जिस पर द्रव का वाष्प दाब जिस पर वह आरोपित दाब के बराबर होता है, बढ़ जाता है अत. क्वथनांक भी बढ़ जाता है।

प्रश्न.8 किसी गैस के लिये वाण्डरवाल्स स्थिरांक 'a' का शून्य मान क्या दर्शाता है?

उत्तर– वाण्डरवाल्स स्थिरांक 'a' का शून्य मान यह दर्शाता है कि गैस के अणुओं के मध्य किस प्रकार का आकर्षण बल कार्यरत नहीं है।

प्रश्न.9 ताप का कैल्विन पैमाना, सेल्सियस पैमाने की अपेक्षा अधिक बेहतर क्यों होता है?

उत्तर– कैल्विन पैमाना इसलिये बेहतर है क्योंकि इसमें किसी भी तापक्रम को ऋणात्मक रूप से नहीं दर्शाया जाता है।

प्रश्न.10 पहाड़ी स्टेशन पर सब्जियाँ कठिनाई से क्यों पकती हैं?

उत्तर– ऊँचाई वाले स्थानों पर दाब कम होने के कारण जल कम ताप पर उबलने लगता है अत: दाल, सब्जियाँ कठिनाई से पकती है।

प्रश्न.11 किसी गैस को परमा शून्य ताप पर ठण्डा क्यों नहीं किया जा सकता है?

उत्तर– क्योंकि परम शून्य ताप पर गैस का आयतन सैद्धांतिक रूप से शून्य हो जाता है।

प्रश्न.12 दाब का SI मात्रक क्या है?

उत्तर– 1 पास्कल = एक न्यूटन प्रति वर्ग मीटर

प्रश्न.13 किसी गैस के लिये संपीड्यता गुणांक Z एक से कम होता है। क्योंकि?

उत्तर– संपीड्यता गुणांक $Z = \frac{PV}{nRT}$

आदर्श गैसे के लिये इसका मान 1 मान है। मध्यवर्ती दाब पर आयतन का मान तेजी से कम होता है और PV का मान nRT से कम होता है अत: 2 का मान एक से कम होगा।

प्रश्न.14 बॉयल ताप किसे कहते हैं?

उत्तर– वह ताप जिस पर एक वास्वतिक गैस आदर्श गैस की भांति व्यवहार करती है, बॉयल ताप कहलाता है।

प्रश्न.15 ग्लिसरीन व जल में से किसकी श्यानता अधिक हैं क्योंकि?

उत्तर– जल व ग्लिसरीन में ग्लिसरीन की श्यानता अधिक होती है। ग्लिसरीन में तीन -OH समूह होने के कारण इसमें प्रबल हाइड्रोजन बन्ध पाये जाने के कारण इसकी श्यानता अधिक होती है।

प्रश्न.16 सामान्य ताप व दाब की स्थिति में आदर्श गैस का मोलर आयतन क्या होता है ?

उत्तर– 22.4 dm^3

प्रश्न.17 यदि स्थिर ताप पर वायुमण्डलीय दाब पर 20 सेमी^{3} गैस 50 सेमी^{3} तक फैलती है तो उसका अन्तिम दाब क्या होगा ?

उत्तर– $P_2 = \frac{20}{50}$

प्रश्न.18 NH_3 और HCl गैसों का मिश्रण डाल्टन के आंशिक दाब के नियम का पालन नहीं करता, क्यों ?

उत्तर– क्योंकि ये दोनों गैसे परस्पर अभिक्रिया कर लेती है।

$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

प्रश्न.19 किन दो परिस्थितियों में वास्तविक गैसें आदर्श व्यवहार से अधिकतम विचलन दर्शाती हैं।

उत्तर– उच्च दाब एवं कम ताप पर

प्रश्न.20 273 K ताप व 1 atm. दाब पर 0.5 मोल गैस का आयतन कितना होगा ?

उत्तर– 1 मोल गैस का आयतन = 22.4 dm^3

अत: 0.5 मोल गैस का आयतन = 11.2 dm^3

लघुत्तरात्मक प्रश्न

प्रश्न.21 द्रव की बूंदे गोल आकार ग्रहण कर लेती है, क्यों ?

उत्तर– पृष्ठ तनाव के कारण

प्रश्न.22 पृष्ठ तनाव पर ताप का क्या प्रभाव होता है ?

उत्तर– ताप बढ़ाने पर पृष्ठ तनाव कम हो जाता है।

प्रश्न.23 द्रव का क्वथनांक दाब बढ़ाने से परिवर्त्तित होता है, क्योंकि ?

उत्तर– द्रव का क्वथनांक वह ताप है जिस पर द्रव का वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के बराबर हो जाता है। दाब बढ़ाने पर वाष्प दाब में परिवर्तन के कारण क्वथनांक भी परिवर्त्तित हो जाता है।

प्रश्न.24 ऐथेनॉल की श्यानता ईथर से अधिक क्यों है ?

उत्तर– ऐथेनॉल में हाइड्रोजन बंधन पाये जाने के कारण इसकी श्यानता ईथर से अधिक है।

प्रश्न.25 वान्डर वाल्स स्थिरांक a तथा b की भौतिक सार्थकता क्या है ?

उत्तर– वान्डर वाल्स स्थिरांक a तथा b गैस की प्रकृति पर निर्भर करते हैं। a दाब में विचलन तथा b आयतन में विचलन के संशोधन से सम्बन्धित है।

प्रश्न.26 CO_2 तथा CH_4 गैसों के क्रान्तिक ताप क्रमशः 31.1^{0}C तथा –81.9^{0}C हैं। इनमें से किसमें प्रबल अन्तराण्विक बल है तथा क्यों ?

उत्तर– CO_2 में प्रबल अन्तराण्विक बल है क्योंकि इसका क्रान्तिक ताप उच्च है।

प्रश्न.27 गैसों के क्रान्तिक ताप को परिभाषित कीजिए।

उत्तर– वह ताप जिस पर द्रव तथा वाष्प का घनत्व समान हो जाता है तथा द्रव व वाष्प के मध्य सीमा रेखा अदृश्य हो जाती है, उसे क्रांतिक ताप कहते हैं।

प्रश्न.28 बॉयल नियम को परिभाषित कीजिए।

उत्तर– स्थित ताप पर किसी निश्चित द्रव्यमान वाली गैस का आयतन उसके दाब के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

प्रश्न.29 Ar और Kr में किसका क्वथनांक अधिक होगा और क्यों ?

उत्तर– Kr का क्वथनांक अधिक होता है इसमें अन्तराणुक बल Ar की तुलना में अधिक हैं।

प्रश्न.30 HCl जैसे ध्रुवीय अणुओं के मध्य कौन सा बल लगता है ?

उत्तर– द्विध्रुव—द्विध्रुव आकर्षण बल।

प्रश्न.31 आदर्श गैस नियम व समीकरण लिखिये।

उत्तर– आदर्श गैस व गैस है जो बॉयल के नियम, चार्ल्स का नियम तथा आवोगाद्रो के नियम का पूर्णत: पालन करती है।

$PV = n R T$

यह आदर्श गैस समीकरण है।

प्रश्न.32 यदि एक आदर्श गैस के दो मोल 546 K ताप पर हैं उनका आयतन 44.8 लीटर है तो उनका दाब क्या होगा ?

उत्तर– 2 वायुमडल

प्रश्न.33 डॉल्टन का आंशिक दाब का नियम क्या है ?

उत्तर– डॉल्टन के अनुसार गैसों के मिश्रण का कुल दाब प्रत्येक गैस के आंशिक दाब के योग के बराबर होता है।

$P_{Total} = p_1 + p_2 + p_3 + ...$

प्रश्न.34 गैसीय मिश्रण में O_2 और N_2 का भार के अनुसार अनुपात 1 : 4 है, उनकी संख्या का अनुपात क्या है ?

उत्तर– माना कुल भार 100 भाग है।

अत: 20 भाग O_2 व 80 भाग N_2 होगा

20 भाग $O_2 = \frac{20}{32}$ मोल

80 भाग $N_2 = \frac{80}{28}$ मोल

संख्या अनुपात $= \frac{20}{32} \div \frac{80}{28}$

$= \frac{20}{32} \times \frac{28}{80} = 7:32$

प्रश्न.35 पृष्ठ तनाव किसे कहते हैं ?

उत्तर– द्रव की सतह पर खींची गई एक रेखा के एकांक लम्बाई पर लगने वाला लम्बवत् बल पृष्ठ तनाव कहलाता है।

प्रश्न.36 निम्नलिखित पर टिप्पणी लिखिये।

(i) श्यानता

(ii) वाष्प दाब

(iii) हाइड्रोजन बन्ध

उत्तर– (i) श्यानता - देखें पृष्ठ 5.22 पर

(ii) वाष्प दाब - देखें पृष्ठ 5.21 पर

(iii) हाइड्रोजन बन्ध - देखें पृष्ठ 5.4 पर

प्रश्न.37 CO_2 के समतापी आरेखों द्वारा गैसों का द्रवीकरण समझाइये। गैसों के द्रवीकरण की विधि लिखिये।

उत्तर– देखें पृष्ठ 5.18

प्रश्न.38 आदर्श गैसें किस प्रकार, वास्तविक गैसों से भिन्न होती हैं। दाब आयतन संशोधन द्वारा वाण्डरवाल्स समीकरण ज्ञात कीजिए।

उत्तर– देखें पृष्ठ 5.13

प्रश्न.39 आवोगाद्रो नियम क्या है ? बॉयल का नियम व चार्ल्स का नियम आरेख सहित समझाइये।

उत्तर– देखें पृष्ठ 5.9

आंकिक प्रश्न-

प्रश्न 40. 30° सें. तथा 1 bar दाब पर वायु के 500 dm^3 आयतन को 200 dm^3 तक सम्पीडित करने के लिए कितने न्यूनतम दाब की आवश्यकता होगी?

हल– उपलब्ध आँकड़ों से $P_1 = 1 bar$ $P_2 = ?$

$V_1 = 500 dm^3$, $V_2 = 200\ dm^3$

चूँकि ताप स्थिर है, अतः बॉयल का नियम लगा सकते हैं।

$$P_1V_1 = P_2V_2 \text{ या } P_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

$$P_2 = \frac{(1\text{-bar}) \times (500 dm^3)}{(200 dm^3)}$$

$$= \mathbf{2.5\ bar.}$$

प्रश्न 41. 0°C पर तथा 2 bar दाब पर किसी गैस के ऑक्साइड का घनत्व 5 bar दाब पर डाइनाइट्रोजन के घनत्व के समान है, तो ऑक्साइड का अणु-भार क्या है?

हल– गैस का घनत्व $(\rho) = \frac{PM}{RT}$

यहाँ R और T गैसों के लिए नियतांक हैं।

नाइट्रोजन के लिए, $P = 5$ bar, $M = 28\ g\ mol^{-1}$

$$\therefore \quad \rho_{N_2} = \frac{PM}{RT} = \frac{(5 bar) \times (28 g\ mol^{-1})}{R \times T}$$

गैसीय ऑक्साइड के लिए,

$P = 2$ bar; $M = ?$

$$\therefore \quad \rho_{\text{ऑक्साइड}} = \frac{PM}{RT} = \frac{(2 bar) \times M}{R \times T}$$

प्रश्न के अनुसार

$$\rho_{N_2} = \rho_{\text{ऑक्साइड}}$$

या **(5 bar)** $\times$ (28g mol^{-1}) = (2 bar) $\times$ M

$$\therefore \quad M = \frac{(5 bar) \times (28 g\ mol^{-1})}{(2 bar)}$$

$$= \mathbf{70 g\ mol^{-1}}.$$

प्रश्न 42. 27° से. पर एक ग्राम आदर्श गैस का दाब 2 bar है। जब समान ताप एवं दाब पर इसमें दो ग्राम आदर्श गैस मिलाई जाती है, तो दाब 3bar हो जाता है। इन गैसों के मोलर द्रव्यमान में सम्बन्ध स्थापित कीजिए।

हल– माना कि M_A और M_B दो गैसें A और B के मोलर द्रव्यमान हैं। प्राप्त आँकड़ों के अनुसार–

गैस A के मोलों की संख्या

$$(n_A) = \frac{\text{A का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$$

$$= \frac{(1g)}{(M_A gmol^{-1})}$$

गैस B के मोलों की सं. $(n_B) = \frac{\text{B का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}} = \frac{(2g)}{(M_B gmol^{-1})}$

$$\therefore \quad \frac{n_A}{n_B} = \frac{(1g)}{(M_A gmol^{-1})} \times \frac{(M_B gmol^{-1})}{(2g)}$$

$$= \frac{M_B}{2M_A} \quad \text{...(i)}$$

अब, गैस A का दाब, $(P_A) = 2$ bar

गैस A और गैस B का दाब $(P_A + P_B) = 3$ bar

$P_B = (3 - 2) = 1$ bar

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

$P_AV = n_ART$ और $P_BV = n_BRT$

$$\frac{P_A}{P_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

$$\text{या} \quad \frac{n_A}{n_B} = \frac{(2 bar)}{(1 bar)} = \frac{2}{1} \quad \text{...(ii)}$$

(i) और (ii) की तुलना करने पर,

$$\frac{M_B}{2M_A} = \frac{2}{1} \text{ या } M_B = 4M_A$$

प्रश्न 43. नाली साफ करने वाले ड्रेनेक्स में सूक्ष्म मात्रा में ऐलुमिनियम होता है। यह कास्टिक सोडा से क्रिया पर डाइहाइड्रोजन गैस देता है। यदि 1 bar तथा 20° C ताप पर 0.15 ग्राम ऐलुमिनियम अभिक्रिया करेगा, तो निर्गमित डाइहाइड्रोजन का आयतन क्या होगा?

हल– पद I. N.T.P. पर मुक्त हाइड्रोजन के आयतन की गणना अभिक्रिया के लिए रासायनिक समीकरण

$$\underset{2\times27=54g}{2Al} + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोड.मेटा ऐलुमिनेट}}{2NaAlO_2} + \underset{3\times22400mL}{3H_2}$$

समीकरण के अनुसार,

54g Al से NTP पर मुक्त हुई

$H_2 = 3 \times 22400$ mL

0.15 g Al से NTP पर मुक्त हुई हाइड्रोजन

$$= \frac{3 \times 22400 mL \times 0.15 g}{54 g}$$

$$= 186.7 mL$$

इस आयतन को 20°C ताप और 1 bar दाब पर परिवर्तन करने के लिए

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

$P_1 = 1.013$ bar, $V_1 = 186.7$ mL

$P_2 = 1$ bar $V_2 = ?$

$T_1 = 273$ K $T_2 = 273 + 20 = 293$ K

$$V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1P_2}$$

$$\text{मान रखने पर, } V_2 = \frac{(1 bar) \times (186.7 mL) \times (293 K)}{(1 bar) \times (273 K)}$$

$$= \mathbf{203\ mL}$$

प्रश्न 44. यदि 27°C पर 9 dm^3 धारिता वाले फ्लास्क में 3.2 ग्राम मेथेन तथा 4.4 ग्राम कार्बन डाइऑक्साइड का मिश्रण हो, तो इसका दाब क्या होगा?

हल– मेथेन के मोलों की सं.$(n_1) = \frac{\text{मेथेन का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$

$$= \frac{(3.2g)}{(16.0 g mol^{-1})} = 0.2 \text{ mol}$$

CO_2 के मोलों की सं. $(n_2) = \frac{CO_2 \text{ का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$

$$= \frac{(4.4g)}{(44.0 g mol^{-1})} = 0.1 \text{ मोल}$$

कुल गैसीय मोल = 0.2 + 0.1 = 0.3 मोल

यदि गैसीय मिश्रण का कुल दाब = P हो तो

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

दिया हुआ है–n = 0.3 mol, V = 9 dm^3

T = 273 + 27 = 300 K

$$P = \frac{0.3 \text{mol} \times 8.314 \text{Pa } m^3 K^{-1} mol^{-1} \times 300 K}{9 \times 10^{-3} m^3}$$

= 8.314 × 10^4 Pa

प्रश्न 45. 27°C ताप पर जब 1 लिटर के फ्लास्क में 0.7 bar पर 2.0 लिटर डाइऑक्सीजन तथा 0.8 bar पर 0.5 L डाइहाइड्रोजन को भरा जाता है, तो गेसीय मिश्रण का दाब क्या होगा?

हल– पद I, 1L पात्र में H_2 के आंशिक दाब की गणना–

$V_1 = 0.5L, V_2 = 1.0L$

$P_1 = 0.80$ bar, P_2 = ?

बॉयल के नियमानुसार $P_1V_1 = P_2V_2$

$$P_2 = \frac{(0.8 \text{ bar}) \times (0.5L)}{(1.0L)} = 0.4 \text{ bar}$$

पद II. 1 L पात्र में O_2 के आंशिक दाब की गणना–

$V_1 = 2.0L, V_2 = 1.0L$

$P_1 = 0.7$ bar, P_2 = ?

बॉयल के नियमानुसार,

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1V_1}{V_2} = \frac{(0.7\text{bar}) \times (2.0L)}{(1.0L)}$$

= 1.4 bar

पद III. गैसीय मिश्रण के कुल दाब की गणना

$$P = P_1 + P_2 = (0.4 + 1.4)\text{bar}$$

= 1.8 bar

प्रश्न 46. यदि 27°C ताप तथा 2bar दाब पर एक गैस का घनत्व 5.46 g dm^3 है, तो STP पर इसका घनत्व क्या होगा?

हल– हम जानते हैं कि गैस का घनत्व $(\rho) \propto \frac{1}{\text{आयतन}}$

$\therefore \rho_1 \propto 1/V_1$ और $\rho_2 \propto \frac{1}{V_2}$ तथा $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{V_2}{V_1}$

संयुक्त गैस नियम के अनुसार,

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

या $$\frac{P_1\rho_2}{T_1} = \frac{P_2\rho_1}{T_2}$$

$\therefore$ $$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1T_2}{P_2T_1} \text{ या}$$

$$\rho_2 = \frac{\rho_1 P_2 T_1}{P_1 T_2}$$

प्रात आँकड़ों के अनुसार $\rho_1 = 5.46$ g/dm^3,

$T_1 = 27 + 273 = 300$ K; P_1 = 2bar

ρ_2 = ?

$T_2 = 0 + 273 = 273$ K;

P_2 = 1.01325 bar

$$\therefore \quad \rho_2 = \frac{(5.46 g/dm^3) \times (300K) \times (1.01325 bar)}{(2 bar) \times (273K)}$$

= 3.04 g/dm^3

प्रश्न 47. यदि 546° C तथा 1.0 bar दाब पर 34.05 m L फॉस्फोरस वाष्प का भार 0.0625 g है, तो फॉस्फोरस का मोलर द्रव्यमान क्या होगा?

हल– आदर्श गैस समीकरण के अनुसार

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{mRT}{M} \text{ या } M = \frac{mRT}{PV}$$

उपलब्ध आँकड़ों के अनुसार

फॉस्फोरस वाष्प का द्रव्यमान (m) = 0.0625 g

वाष्प का आयतन (V) = 34.05 mL = 34.05 × 10^{-3} L

वाष्प का दाब (P) = 1.0 bar

गैस नियतांक (R) = 0.083 bar L K^{-1} mol^{-1}

ताप (T) = 546 + 273 = 819 K

$$\therefore \quad M = \frac{(0.0625g) \times (0.083 \text{ bar L } K^{-1} mol^{-1}) \times (819K)}{(1.0 bar) \times (34.05 \times 10^{-3} L)}$$

= 125 g mol^{-1}

प्रश्न 49. 31.1°C तथा 1 bar दाब पर 8.8 ग्राम CO_2 द्वारा घेरे गये आयतन की गणना कीजिए। R = 0.083 bar L K^{-1} mol^{-1}.

हल– उपलब्ध आँकड़ों से–

CO_2 के मोलों की सं. (n)

$$= \frac{CO_2 \text{ का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}} = \frac{(8.8g)}{(44 g mol^{-1})} = 0.2 \text{ mol}$$

CO_2 का दाब (P) = 1bar

गैस नियतांक (R) = 0.083 bar L K^{-1} mol^{-1}

ताप (T) = 273 + 31.1 = 304.1 K

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{(0.2 mol) \times (0.083 bar L K^{-1} mol^{-1}) \times (304.1 K)}{(1 bar)}$$

$$= \mathbf{5.048\ L.}$$

प्रश्न 49. समान दाब पर किसी गैस के 2.9 g द्रव्यमान का 95°C तथा 0.184g डाइहाइड्रोजन का 17°C पर आयतन समान है। बताइए कि गैसों को मोलर द्रव्यमान क्या होगा?

हल– उपलब्ध आँकड़ों से–

$$\text{गैस के मोलों की सं.} = \frac{\text{गैस का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}} = \frac{(2.9g)}{(M)}$$

हाइड्रोजन के मोलों की सं.

$$= \frac{H_2 \text{ का द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}} = \frac{(0.184g)}{(2 g mol^{-1})}$$

$$= 0.092 \text{ mol}$$

गैस का ताप $(T_1) = 95 + 273 = 368$ K

हाइड्रोजन का ताप $(T_2) = 17 + 273 = 290$ K

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार $PV = nRT$

दो गैसों के लिए, P, V और R नियतांक हैं,

$$\therefore \quad n(g) \times T_1 = n_{(H_2)} \times T_2$$

या $$n_{(g)} = \frac{n_{(H_2)} \times T_2}{T_1}$$

$$\frac{2.9g)}{(M)} = \frac{(0.092 mol) \times (290K)}{(368K)}$$

या $$M = \frac{(2.9g) \times (368K)}{(0.092 mol) \times (290K)}$$

$$= \mathbf{40\ g\ mol^{-1}}$$