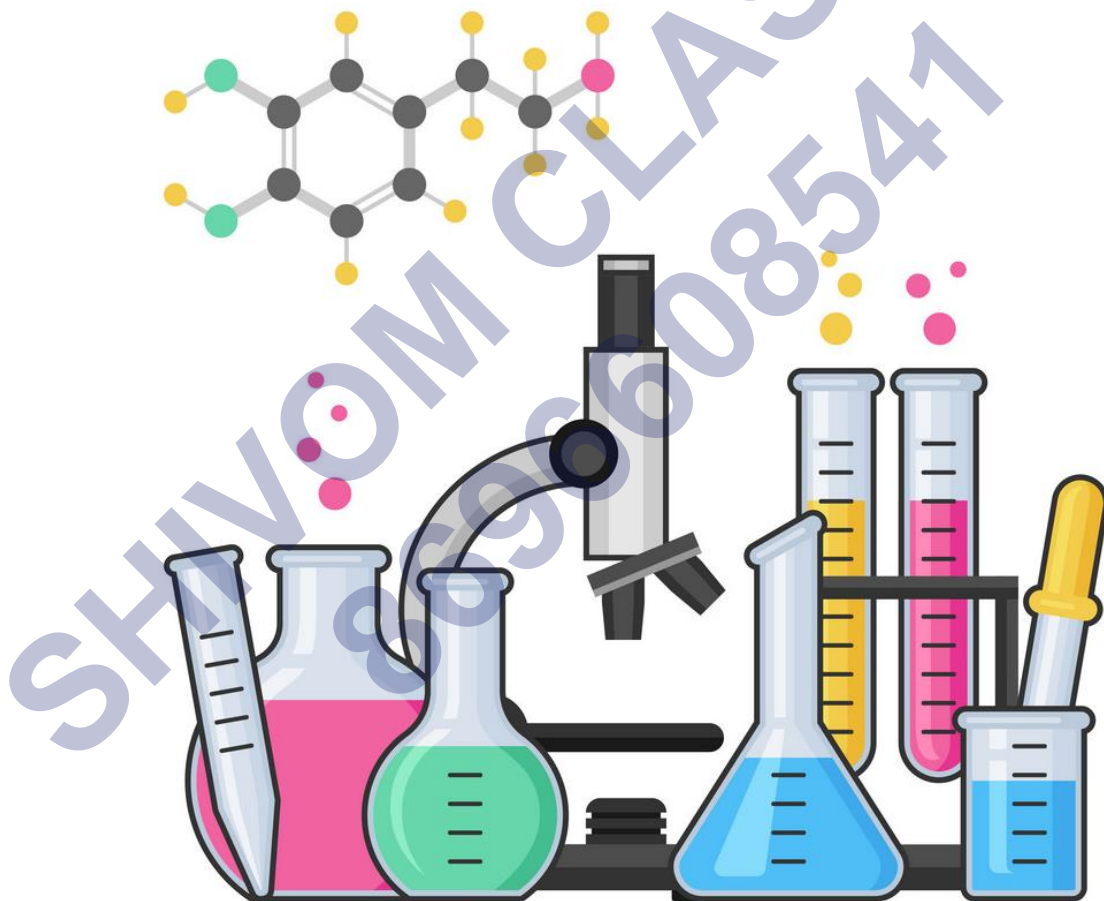


रसायन विज्ञान

अध्याय-5: द्रव्य की अवस्थाएँ



गैसीय अवस्था

पदार्थ की वह अवस्था जिसमें अणुओं के मध्य आकर्षण बहुत नगण्य होता है गैसीय अवस्था कहलाती है। यह सबसे सरल अवस्था है जो कि व्यवहार में बहुत अधिक एकरूपता प्रदर्शित करती है।

गैसीय अवस्था गैस, द्रव्य की सरलतम अवस्था होती है तथा कोई पदार्थ गैसीय अवस्था में तब होता है जब उसका क्वथनांक, एक वायुमण्डलीय दाब पर कमरे के ताप से कम हो।

हमारे चारों ओर उपस्थित वायुमण्डल में विभिन्न प्रकार की गैसों उपस्थित होती हैं।

हम वायुमण्डल की सबसे निचली तथा पतली परत ट्रोपोस्फीयर में रहते हैं जो कि गुरुत्वीय बलद्वारा पृथ्वी की सतह से बंधी होती है।

वायुमण्डल की इस परत में ऑक्सीजन, नाइट्रोजन, कार्बन डाइऑक्साइड तथा जल वाष्प उपस्थित होती है तथा यह परत (ट्रोपोस्फीयर) हमारे जीवन के लिए बहुत महत्वपूर्ण होती है क्योंकि यह परत हानिकारक विकिरणों से हमारी रक्षा करती है तथा इससे हमें प्राणवायु ऑक्सीजन भी प्राप्त होती है

सामान्य अवस्था में आवर्त सारणी में उपस्थित गैसीय तत्त्वों की संख्या 11 होती है

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

गैसों के गुण

- गैसों और उनके मिश्रण संघटन में समांगी होते हैं।
- गैसों का घनत्व बहुत कम और उनके अणुओं के मध्य अन्तर आण्विक बल नगण्य है।

- गैसों की प्रसार सीमा अनन्त और सम्पीड्यता उच्च होती है।
- गैसों पात्र की दीवारों पर दाब उत्पन्न करती हैं।
- गैसों की विसरणशीलता सर्वाधिक होती है
- गैसों की निश्चित आकृति व आयतन नहीं होता, जैसा कि द्रवों में होता है।
- गैस के अणु अव्यवस्थित तरीके से सभी सम्भव दिशाओं में तेजी से गति करते हैं क्योंकि उनकी गतिज ऊर्जा अधिकतम होती है।
- गैसों के अणु एक दूसरे के साथ संघट्ट करते हैं और पात्र की दीवार पर भी प्रत्यास्थ संघट्ट प्रदर्शित करते हैं।
- गैसों को द्रवीकृत किया जा सकता है यदि गैसों को उच्च दाब और निम्न ताप (क्रान्तिक ताप नीचे) पर रखें।
- गैसों की ऊष्मीय ऊर्जा > > आण्विक आकर्षण
- गैसों ताप और दाब में परिवर्तन के साथ समान रूप से परिवर्तित होती हैं। दूसरे शब्दों में गैसों कुछ नियमों का पालन करती हैं। जिन्हें गैस नियम कहते हैं।

बॉयल का नियम (दाब आयतन सम्बन्ध)

यह नियम दाब तथा आयतन में सम्बन्ध दर्शाता है। स्थिर ताप पर किसी गैस की निश्चित मात्रा (मोलों की संख्या) का दाब, उसके आयतन के व्युत्क्रमानुपाती होता है। इसे बॉयल का नियम कहते हैं

$$P \propto \frac{1}{V}$$

$$P \propto k_1 \frac{1}{V}$$

k_1 = समानुपातिक स्थिरांक $PV = K_1$ अर्थात् स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा के आयतन तथा दाब का गुणनफल स्थिर होता है। स्थिरांक k_1 का मान, गैस की मात्रा, ताप तथा P व V की इकाइयों पर निर्भर करता है।

यदि किसी गैस की निश्चित मात्रा को स्थिर ताप T पर दाब P_1 तथा आयतन V_1 से प्रसारित किया जाता है (जिससे आयतन V_2 तथा दाब P_2 हो जाए), तो बॉयल के नियमानुसार

बॉयल नियम का ग्राफीय निरूपण

स्थिर ताप और स्थिर भार पर P और V के मध्य समतापीय ग्राफ (आइसोथर्म) कहलाता है और यह समपार्वीय (या आयताकार) या अतिपरवलयकार होता है, P और $1/V$ के बीच ग्राफ खींचने पर अतिपरवलयकार ग्राफ सरल रेखा में बदल जाता है।

बाँयल के प्रयोग से यह सिद्ध होता है कि गैसों अत्यधिक सम्पीड्य होती हैं क्योंकि जब किसी गैस की निश्चित मात्रा को संपीडित किया जाता है तो उसके अणु बहुत कम स्थान घेरते हैं अर्थात् ठच्च दाब पर गैस सघन हो जाती है।

बाँयल के नियम से गैस के घनत्व तथा दाब के मध्य एक सम्बन्ध प्राप्त किया जा सकता है-
चैकि,

SHIVOM CLASSES
8696608541

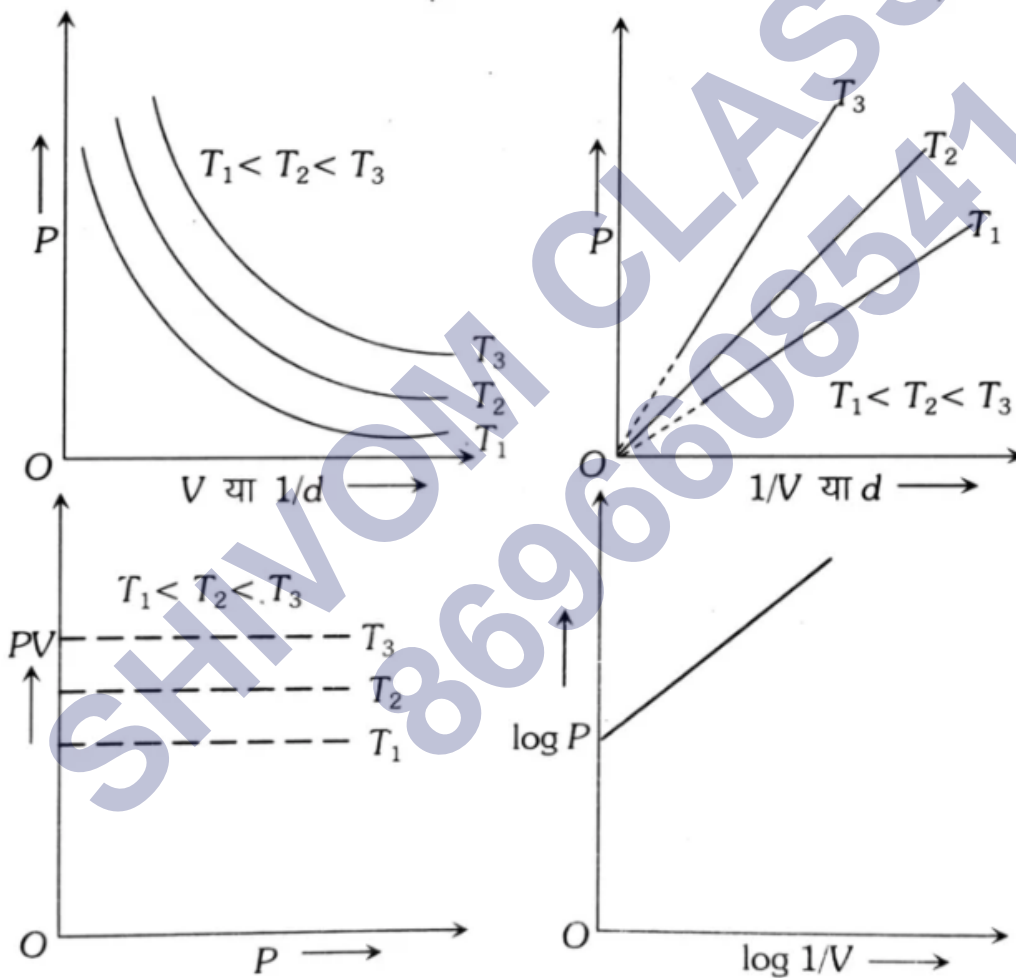
$$\text{घनत्व} = \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}}$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{d}$$

$$P \frac{m}{d} = k_1$$

$$d = \left(\frac{m}{k_1} \right) P$$



अर्थात् स्थिर ताप पर गैस के निश्चित द्रव्यमान का दाब घनत्व के समानुपाती होता है या एक निश्चित द्रव्यमान की गैस के घनत्व तथा दाब का अनुपात स्थिर होता है।

चार्ल्स का नियम (ताप-आयतन सम्बन्ध)

चार्ल्स ने स्थिर दाब पर गैस के आयतन पर ताप के प्रभाव का अध्ययन किया तथा बाद में गै-लूसैक ने इसे प्रमाणित किया तथा पाया कि स्थिर दाब पर निश्चित द्रव्यमान वाली गैस का ताप बढ़ाने पर उसका आयतन बढ़ता है

उन्होंने देखा कि ताप की प्रत्येक डिग्री में वृद्धि से गैस की निश्चित मात्रा के आयतन में उसके 0°C ताप के आयतन $1/273$ वें भाग की वृद्धि होती है।

माना किसी गैस के लिए 0°C तथा $t^{\circ}\text{C}$ ताप पर आयतन क्रमशः V_0 तथा V_t हो तो

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

$$V_t = V_0 \left[1 + \frac{t}{273.15} \right]$$

$$V_t = V_0 \left[1 + \frac{273.15 + t}{273.15} \right]$$

स्थिर दाब पर किसी गैस की निश्चित मात्रा का आयतन उसके परम ताप के समानुपाती होता है।

अर्थात्

$$V \propto T$$

$$V = K_2 T$$

$$\frac{V}{T} = k_2$$

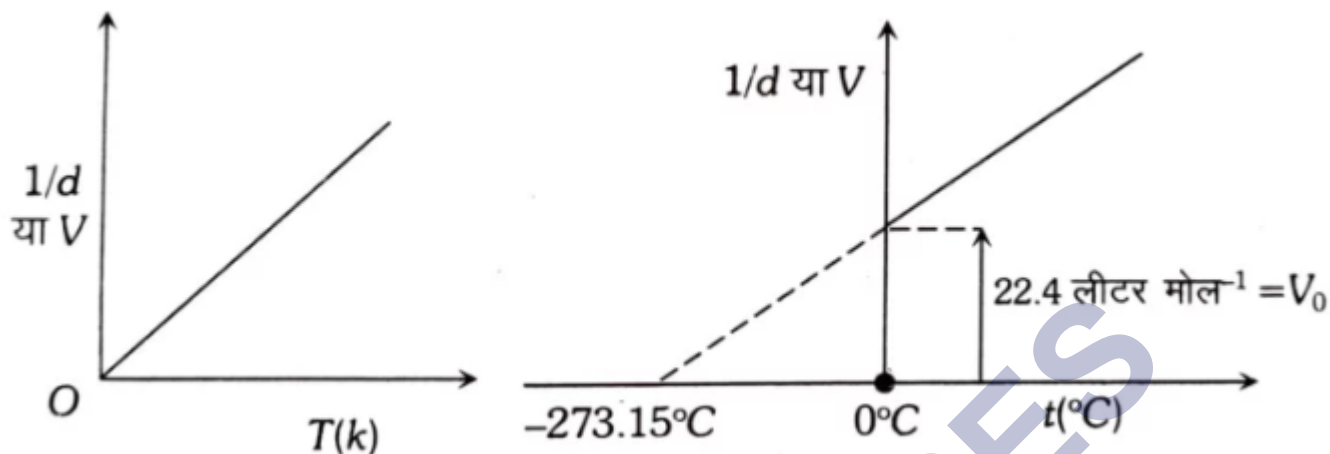
स्थिरांक (k_2) का मान, गैस की मात्रा, गैस के दाब तथा आयतन की इकाई पर निर्भर करता है दो भिन्न-भिन्न आयतन तथा भिन्न-भिन्न तापों के लिए

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

चार्ल्स ने पाया कि स्थिर दाब पर, ताप तथा आयतन के मध्य ग्राफ एक सरल रेखा होती है जिसे समदाब कहते हैं।

चार्ल्स नियम का ग्राफीय निरूपण

स्थिर दाब पर V और T के मध्य ग्राफ समदाबीय होता है यह हमेशा सरल रेखा में आता है। V और t ($^{\circ}\text{C}$) के मध्य स्थिर दाब पर -273.15°C पर और तापीय अक्ष पर सीधी कटी हुई रेखा के रूप में ग्राफ प्राप्त होता है यह निम्नतम् सम्भव तापक्रम होता है।



गै-लुसैक नियम (दाब-ताप सम्बन्ध)

गै-लुसैक नियम स्थिर आयतन पर गैस के ताप तथा दाब के मध्य सम्बन्ध दर्शाता है। इसके अनुसार स्थिर आयतन पर किसी गैस की निश्चित मात्रा का दाब, उसके परम ताप के समानुपाती होता है।

$$P \propto T$$

$$P = k_3 T$$

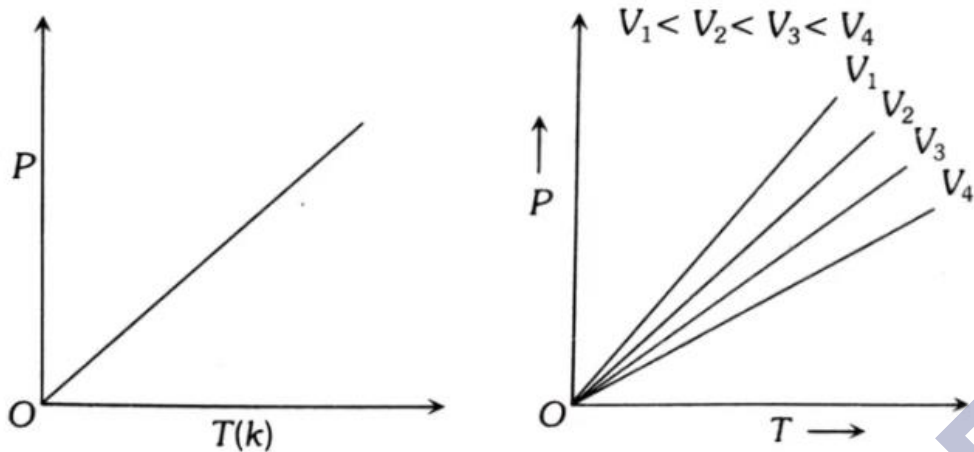
$$\frac{P}{T} = K_3$$

यदि ताप T_1 पर किसी गैस का दाब P_1 हो तथा ताप T_2 पर उसी गैस का दाब P_2 हो तो गैस का आयतन तथा द्रव्यमान स्थिर होने पर

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

गै-लुसैक नियम का ग्राफीय निरूपण

स्थिर आयतन पर P तथा T के मध्य ग्राफ (आइसोकोर) समआयतनी वक्र कहलाता है और यह सरल रेखा में आता है।



आवोगाद्रो नियम (आयतन-मात्रा सम्बन्ध)

सन् 1811 में आवोगाद्रो ने डाल्टन के परमाणु सिद्धान्त तथा गै लुसैक के संयुक्त आयतन सिद्धान्त के संयुक्त निष्कर्ष के आधार पर एक नियम दिया जिसे आवोगाद्रो नियम कहते हैं।

इसके अनुसार समान ताप व दाब पर विभिन्न गैसों के समान आयतन में अणुओं की संख्या समान होती है।

अर्थात् स्थिर ताप व दाब पर गैस का आयतन, उसके अणुओं की संख्या या गैस की मात्रा पर निर्भर करता है। गैस की मात्रा को मोल में व्यक्त किया जाता है। अतः

$$V \propto n$$

$$V = Kn$$

$V = Kn$ किसी गैस के एक मोल में अणुओं की संख्या 6.022×10^{23} होती है जिसे आवोगाद्रो संख्या (N_A) कहते हैं। चूँकि गैस का आयतन, उसके मोलों की संख्या के समानुपाती होता है।

अतः मानक ताप व दाब (STP) पर प्रत्येक गैस के एक मोल का आयतन समान होता है तथा STP पर आदर्श गैस के एक मोल का आयतन (मोलर आयतन) 22.7 Lmol^{-1} होता है।

आदर्श गैस समीकरण

आदर्श गैस समीकरण गैसों के तीनों नियमों (बॉयल का नियम, चार्ल्स का नियम तथा आवोगाद्रो नियम) के संयोजन से एक समीकरण प्राप्त होता है, जिसे आदर्श गैस समीकरण कहते हैं।

यह समीकरण गैसों के मापनीय चार चरों (आयतन, दाब, ताप तथा मोलों की संख्या) में सम्बन्ध को दर्शाता है।

बॉयल के नियम से

$$V \propto 1/p \quad (\text{स्थिर } T \text{ तथा } n \text{ पर})$$

चार्ल के नियम से

$$V \propto T \quad (\text{स्थिर } P \text{ तथा } n \text{ पर})$$

आवोगाद्रो के नियम से

$$V \propto n \quad (\text{स्थिर } P \text{ तथा } T \text{ पर})$$

अतः

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

$$V = R \frac{nT}{p}$$

या $pV = nRT$ (आदर्श गैस समीकरण)

$R =$ समानुपातिक स्थिरांक या गैस स्थिरांक [$8.134 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ($1 \text{ Nm} = 1 \text{ J}$)

यह समीकरण किसी गैस की अवस्था को दर्शाता है, अतः इसे अवस्था समीकरण भी कहा जाता है

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

R का मान सभी गैसों के लिए समान होता है। अतः इसे सार्वत्रिक गैस नियतांक भी कहते हैं तथा इसका मान P , V तथा T की इकाइयों पर निर्भर करता है।

गैस समीकरण से ज्ञात होता है कि स्थिर ताप व दाब पर सभी गैसों के n मोल का आयतन, समान होता है क्योंकि

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

तथा यहाँ n , RT तथा P स्थिर है।

जब कोई गैस आदर्श व्यवहार दर्शाती है तो यह समीकरण किसी भी गैस पर लागू हो सकता है।

संयुक्त गैस नियम

आदर्श गैस समीकरण चरों के समक्षणिक परिवर्तन के लिए सम्बन्ध होता है। यदि किसी निश्चित मात्रा की गैस का ताप T_1 , आयतन V_1 तथा दाब P_1 से T_2 , V_2 तथा P_2 तक परिवर्तित होता है, तो

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR \text{ तथा } \frac{P_2 V_2}{T_2} = nR$$

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

इस समीकरण को ही संयुक्त गैस नियम कहते हैं तथा इसमें उपस्थित छः चरों में से पाँच चरों के मान ज्ञात होने पर अज्ञात चर की गणना की जा सकती है। इस समीकरण का उपयोग किसी गैस के सामान्य परिस्थिति में आयतन को STP पर आयतन में परिवर्तित करने में किया जाता है।

गैसीय पदार्थ का घनत्व एवं मोलर द्रव्यमान

गैस समीकरण को पुनर्व्यवस्थित करने पर-

$$PV = nRT \quad \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

चूँकि मोल

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

अतः

या

$$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$$

$$\frac{d}{M} = \frac{P}{RT} \text{ (यहाँ } d = \text{ घनत्व)}$$

पुनर्व्यवस्थित करने पर-

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

इस समीकरण की सहायता से गैस के मोलर द्रव्यमान की गणना की जा सकती है।

डाल्टन का आंशिक दाब का नियम

डाल्टन के अनुसार दो या दो से अधिक अक्रियाशील गैसों के मिश्रण को एक बन्द पात्र में लेने पर मिश्रण का कुल दाब प्रत्येक गैस के आंशिक दाब के योग के बराबर होता है।

गणितीय रूप में $P_{\text{कुल}} = P_1 + P_2 + P_3$ (स्थिर ताप व आयतन पर)

P_1, P_2 तथा P_3 भिन्न-भिन्न गैसों के आंशिक दाब हैं।

आंशिक दाब :- किसी गैस का आंशिक दाब, उस गैस द्वारा उत्पन्न वह दाब है जब उस गैस को समान ताप पर, समान आयतन वाले पात्र में रखा जाता है।

किसी गैस का आंशिक दाब निम्न सूत्र से ज्ञात किया जाता है

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

गैसों को सामान्यतः जल के ऊपर एकत्रित किया जाता है अतः नम होती हैं।

नमीयुक्त गैस का वाष्प दाब अधिक होता है क्योंकि इसमें जल वाष्प भी होती है। अतः इसमें से जल का वाष्प दाब (जलीय तनाव) घटाने पर शुष्क गैस का वाष्प दाब प्राप्त होता है।

$P_{\text{शुष्क गैस}} = P_{\text{नमीयुक्त गैस}} - \text{जल का वाष्प दाब}$

मोल अंश के रूप में आंशिक दाब

माना ताप T पर V आयतन वाले पात्र में तीन गैसों उपस्थित हैं, जिनका आंशिक दाब क्रमशः P_1, P_2 तथा P_3 है, तो

$$p_1 = \frac{n_1 RT}{V}$$

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

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

यहाँ n_1, n_2 तथा n_3 गैसों के मोलों की संख्या हैं

$$P_{\text{कुल}} = P_1 + P_2 + P_3$$

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

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

P_1 में P कुल का भाग देने पर

$$\frac{P_1}{P_{\text{कुल}}} = \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} \right) \frac{RTV}{RTV}$$

$$\frac{P_1}{P_{\text{कुल}}} = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1$$

$$\frac{P_1}{P_{\text{कुल}}} = x_1$$

$$N = n_1 + n_2 + n_3$$

x_1 = प्रथम गैस का मोल अंश

$$P_1 = x_1 P_{\text{कुल}}$$

इसी प्रकार $P_2 = x_2 P_{\text{कुल}}$

$$P_3 = x_3 P_{\text{कुल}}$$

अतः किसी गैस के आंशिक दाब का सामान्य समीकरण निम्न प्रकार होगा-

किसी गैस का आंशिक दाब = गैस की मोल भिन्न \times कुल दाब

$$P_i = x_i P_{\text{कुल}}$$

यहाँ P_i तथा x_i गैस के क्रमशः आंशिक दाब तथा मोल अंश हैं।

अतः

किसी गैस का आंशिक दाब = $\frac{\text{गैस के मोलों की संख्या}}{\text{मिश्रण में उपस्थित सभी गैसों के कुल मोलों की संख्या}} \times \text{कुल दाब}$

यदि गैसों के मिश्रण का कुल दाब ज्ञात हो तो प्रत्येक गैस द्वारा उत्पन्न आंशिक दाब को उपरोक्त समीकरण द्वारा ज्ञात किया जा सकता है।

डाल्टन का आंशिक दाब नियम की सीमायें

यह नियम केवल तभी लागू होता है जब गैसीय अवयव एक दूसरे के साथ क्रिया नहीं करते। उदाहरण के लिये, N_2 और O_2 , CO और CO_2 , N_2 और Cl_2 , CO और N_2 आदि। किन्तु यह नियम उन गैसों के लिए लागू नहीं होता है, जो कि रासायनिक रूप से संयोग करती हैं। जैसे H_2 और Cl_2 , CO और Cl_2 , NH_3 , HBr तथा HCl , NO तथा O_2 आदि।

विसरण और निःसरण

प्रत्येक गैस द्वारा स्वतः फैलकर, उपलब्ध आयतन में समान रूप से वितरित होने की प्रवृत्ति को विसरण कहते हैं। विसरण पर गुरुत्वाकर्षण का कोई प्रभाव नहीं होता है। अतः वितरण वह प्रक्रिया है जिसमें गैसों बिना किसी बाह्य कार्य के परस्पर मिश्रित होती हैं।

किसी पात्र में उपस्थित गैस की एक बारीक छिद्र में से उच्च दाब के साथ निकलने की प्रक्रिया को निःसरण कहते हैं। निःसरण पर भी विसरण का नियम ही लागू होता है।

ग्राहम का विसरण और निःसरण नियम

विसरण गैसों के स्वतः फैलने और आपस में मिलने की एक प्रक्रिया है, जिसके फलस्वरूप गैसों का समांगी मिश्रण प्राप्त होता है। जबकि निःसरण गैस के अणुओं की महीन छिद्र के द्वारा विसरण की प्रक्रिया है।

सभी गैसों स्वतः एक दूसरे के साथ विसरित होने का गुण रखती हैं, जबकि उन्हें एक दूसरे के सम्पर्क में लाया जाये।

निर्वात में विसरण अन्य किसी स्थान की तुलना में अधिक तेजी से होता है।

गैस के विसरण और निःसरण दोनों की दर गैस की आण्विक मात्रा पर निर्भर करती है। हल्की गैसों भारी गैसों की अपेक्षा अधिक तेजी से विसरित होती हैं। हाइड्रोजन गैस के विसरण की दर अधिकतम है।

इस नियम के अनुसार, “स्थिर ताप और दाब पर विसरण या निःसरण की दर वाष्प घनत्व के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है”

अतः यदि किसी गैस के विसरण की दर r हो तथा घनत्व d है

$$r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$$

यदि r_1 तथा r_2 दो गैसों के विसरण की दर हैं तथा d_1 व d_2 उनके घनत्व हैं तो

$$r_1 \propto \frac{1}{\sqrt{d_1}}$$

$$r_2 \propto \frac{1}{\sqrt{d_2}}$$

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

चूँकि किसी गैस का घनत्व उसके मोलर द्रव्यमान (अणुभार) के तो समानुपाती होता है, अतः

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

यहाँ M_1 , तथा M_2 गैसों के अणुभार हैं।

जब समान आयतन की दो गैसों विसरित होती हैं अर्थात्

$$V_1 = V_2 \text{ तब}$$

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

जब समान समय में दो गैसों के आयतन विसरित होते हैं तब, $t_1 = t_2$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

चूँकि $r \propto P$ (जब p स्थिर नहीं है) तब,

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{P_1}{P_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

विसरण की दर और निःसरण की दर निम्न प्रकार से निर्धारित की जा सकती है

1. प्रति इकाई समय में गैस द्वारा तय की गयी दूरी विसरण की दर के बराबर होती है, जबकि गैस समान अनुप्रस्थ क्षेत्रफल वाली ट्यूब से गुजारी जाती है।
2. प्रति इकाई समय में निःसरित होने वाले अणुओं की संख्या विसरण की दर होती है।
3. प्रति इकाई समय में सिलिण्डर के दाब में कमी गैस की निःसरण की दर कहलाती है।
4. प्रति इकाई समय में दी हुई सतह द्वारा निःसरित गैस का आयतन भी निःसरण की दर कहलाता है।

गैसों का अणुगति सिद्धान्त

इस सिद्धान्त को बरनौली, जूल, क्लॉसियस, मैक्सवेल और बोल्ट्जमैन आदि वैज्ञानिकों ने दिया और बताया कि सभी गैसों गतिशील अणुओं या सूक्ष्मदर्शी प्रतिरूप की बनी होती हैं, चूँकि गैसों के अणुओं को देखा नहीं जा सकता है। अतः गैसों के इस प्रतिरूप को सूक्ष्मदर्शी प्रतिरूप कहा जाता है।

जैसे गैस नियम यह बताते हैं कि दाब बढ़ाने पर गैस का संपीडन होता है लेकिन गैस के संपीडन के समय उसके आण्विक स्तर पर क्या होता है, इन सब प्रश्नों के उत्तर देने के लिए एक सिद्धान्त दिया गया जो कि हमारे प्रायोगिक अवलोकनों को समझने के लिए एक मॉडल का कार्य करता है अतः वह सिद्धान्त जो गैसों के व्यवहार का स्पष्टीकरण देता है, 'गैसों का अणुगति सिद्धान्त' कहलाता है। इस सिद्धान्त को सन् 1738 में बर्नूली ने प्रस्तावित किया था, उसके पश्चात् मैक्सवेल तथा वोल्ट्जमान आदि वैज्ञानिकों ने इसे विकसित किया था। गैसों के अणुगति सिद्धान्त पर आधारित गणनाएँ तथा अनुमान प्रायोगिक प्रेक्षणों के अनुरूप होते हैं जो कि इस सिद्धान्त की पुष्टि करते हैं।

गैसों के अणुगति सिद्धान्त के अभिगृहीत

- प्रत्येक गैस सूक्ष्म कणों से मिलकर बनी होती है जिन्हें अणु कहा जाता है। यह अणु सभी सम्भव दिशाओं में अति उच्च वेग से घूमते रहते हैं।
- स्वतन्त्र अणु का आयतन गैस के कुल आयतन की तुलना में नगण्य होता है।
- गैस के अणु पूर्णतः प्रत्यास्थ होते हैं अतः इनके संघट्ट के दौरान इनकी गतिज ऊर्जा का ह्रास नहीं होता है।

- गैस के अणुओं की गति पर गुरुत्वाकर्षण का कोई प्रभाव नहीं पड़ता है।
- गैस के अणुओं में स्थितिज ऊर्जा नहीं होती है इसलिये गैस के अणुओं के मध्य आकर्षण या प्रतिकर्षण बल नगण्य होता है।
- गैस का दाब , पात्र की दीवार पर गैस के अणुओं के सतत् टकराने के कारण उत्पन्न होता है
- स्थिर ताप पर सभी गैसों की औसत गतिज ऊर्जा समान होती है।
- गैस के अणुओं की औसत गतिज ऊर्जा परम तापक्रम के समानुपाती होती है।

अणु गति समीकरण

गैसों के अणुगति सिद्धान्त की अभिधारणाओं के आधार पर गैसों के अणु गति समीकरण को व्युत्पत्ति किया जा सकता है। यह अणु गति समीकरण निम्न प्रकार होता है-

$$PV = \frac{1}{3} mnu^2$$

यहाँ P = गैस का दाब,

V = गैस का आयतन

M = गैस के एक अणु का द्रव्यमान

N = गैस के अणुओं की संख्या

U = गैस के अणुओं का वर्गमाध्य मूल वेग

अणु गति समीकरण के अन्य रूप निम्नलिखित हैं-

$$PV = \frac{1}{3} nmv^2$$

$$PV = \frac{1}{3} mu^2$$

(M = nm = गैस के अणुओं का कुल भार)

$$PV = \frac{1}{3} \left(\frac{m}{v}\right) u^2$$

$$p = \frac{1}{3} du^2$$

d = M/v {गैस का घनत्व}

गैस की गतिज ऊर्जा

$$PV = \frac{1}{3}mmu^2$$

$$PV = \frac{2}{3} \times \frac{1}{2}mmu^2$$

$$KE = \frac{1}{2}mmu^2$$

$$K.E. = \frac{3}{2}PV$$

$$PV = RT$$

$$K.E = \frac{3}{2}RT$$

गैस के n अणुओं की गतिज ऊर्जा

$$KE = \frac{3}{2} nRT \text{ अर्थात्}$$

$$KE \propto T$$

अतः किसी आदर्श गैस के एक मोल की गतिज ऊर्जा उसके परमताप के समानुपाती होती है अर्थात् यह गैस की प्रकृति पर निर्भर नहीं करती।

गैस के एक अणु की औसत गतिज ऊर्जा =

$$K.E = \frac{3RT}{2N_A} = \frac{3}{2} KT$$

N_A = आवोगाद्रो संख्या तथा k = बोल्ट्जमान स्थिरांक

गतिज ऊर्जा एवं अणुक गति

गैसों के अणु निरन्तर गति करते रहते हैं। गति करते समय ये आपस में तथा पात्र की दीवारों के साथ टकराते रहते हैं। इसके कारण अणुओं की गति और ऊर्जा परिवर्तित होती रहती है। इसलिए किसी भी क्षण सभी अणुओं की गति और ऊर्जा एक समान नहीं होती।

अतः हम अणुओं की औसत गति ज्ञात करते हैं। यदि गैस में n अणु हों, जिनकी गतियाँ।

$u_1, u_2, u_3, u_4, \dots, u_n$, हों तो अणुओं की औसत गति u_{av} की गणना निम्न सूत्र ज्ञात करते हैं

औसत गति (\bar{u}) या औसत वेग (u_{av}) = $u_1 + u_2 + u_3 + \dots + u_n$

$$= \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}} = 1.6 \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

अतः समस्त अणुओं के वेगों के योग में अणुओं की संख्या का भाग देने पर प्राप्त वेग को औसत वेग कहते हैं।

वह वेग जो अधिकांश अणुओं द्वारा दर्शाया जाता है उसे प्रायिकता वेग कहते हैं।

प्रायिकता वेग =

$$= \sqrt{\frac{2RT}{M}} = 1.4 \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

वेगों के वर्ग का औसत, गैस के अणुओं की औसत गतिज ऊर्जा का माप होता है। यदि हम वेगों के वर्ग के औसत मान का वर्गमूल लें तो हमें वेग का जो मान प्राप्त होता है वह प्रायिकता वेग तथा औसत से भिन्न होता है। इसे वर्ग माध्य मूल वेग कहते हैं तथा इसे निम्नलिखित सूत्र द्वारा दिया जाता है

$$u_{rms} = \sqrt{\bar{u}} = 1.7 \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

क्रान्तिक घटनाएं

क्रान्तिक ताप :- वह अधिकतम ताप जिस पर कोई गैस पर्याप्त दाब लगाने से द्रव अवस्था में परिवर्तित हो जाती है, उसे क्रान्तिक ताप कहते हैं। इससे अधिक ताप पर यह गैस ही होगी।

क्रान्तिक दाब :- किसी गैस को उसके क्रान्तिक ताप पर द्रवित करने के लिए आवश्यक न्यूनतम दाब को उस गैस का क्रान्तिक दाब कहते हैं।

क्रान्तिक आयतन :- क्रान्तिक ताप तथा क्रान्तिक दाब पर किसी गैस के एक मोल का आयतन क्रान्तिक आयतन कहलाता है।

क्रान्तिक स्थिरांक :- क्रान्तिक ताप , क्रान्तिक दाब तथा क्रान्तिक आयतन को सम्मिलित रूप से क्रान्तिक स्थिरांक कहते हैं। प्रत्येक गैस के लिए क्रान्तिक स्थिरांकों (T_c , P_c तथा V_c) के मान निश्चित होते हैं।

क्रान्तिक ताप तथा क्रान्तिक दाब पर गैस तथा द्रव अवस्था समान हो जाती है। गैस की इस अवस्था को उसकी क्रान्तिक अवस्था कहते हैं।

गैसों का द्रवीकरण

गैसों के अणु निरन्तर गतिशील होते हैं तथा एक-दूसरे से पर्याप्त दूरी पर होते हैं। ताप में कमी तथा दाब में वृद्धि करके सभी गैसों को द्रवित किया जा सकता है। क्योंकि इस स्थिति में गैसों की गतिज ऊर्जा कम हो जाती है।

अतः अणुओं के मध्य आकर्षण बल बढ़ जाता है तथा अणु एक-दूसरे के पास आ जाते हैं तथा गैस द्रवित हो जाती है।

गैसों के द्रवीकरण में दाब की तुलना में ताप का प्रभाव अधिक महत्वपूर्ण होता है क्योंकि सभी गैसों को वायुमण्डलीय दाब पर तो द्रवित किया जा सकता है लेकिन कमरे के ताप पर सभी गैसों को द्रवित नहीं किया जा सकता है।

गैसों ठंडी होने पर व उच्च दाब के अनुप्रयोगों पर या आपस में संयोजन के प्रभाव द्वारा द्रव में बदल जाती हैं सर्वप्रथम फैराडे (1823) ने गैसों के द्रवीकरण के लिए सफल प्रयास किये।

गैसों जिनमें अन्तराण्विक आकर्षण बहुत कम होता है जैसे H_2 , N_2 , Ar और O_2 , में T_c का मान बहुत कम होता है और इन्हें दाब के अनुप्रयोगों द्वारा द्रव में नहीं बदला जा सकता। इन्हें स्थायी गैसों कहा जाता है, जबकि गैसों जिनमें अन्तर आण्विक आकर्षण अधिक होता है, जैसे ध्रुवीय अणु NH_3 , SO_2 और H_2O में T_c का मान अधिक होता है, और इन्हें आसानी से द्रव अवस्था में बदला जा सकता है।

गैसों के द्रवीकरण की विधियाँ

आधुनिक तरीकों के अनुसार गैसों जो कि T_c के नीचे ताप पर हैं, लिन्डे और क्लाउड विधि द्वारा द्रवीकृत होती हैं।

1. लिन्डे की विधि :- यह विधि जूल थॉमसन प्रभाव पर आधारित है। इसके अनुसार एक गैस के जो कि समदाबी प्रसार प्रक्रम से गुजरती है और उच्च दाब से निम्न दाब की ओर प्रवाहित होती है, में शीतलन द्वारा द्रवीकरण होता है।

2. क्लाउडे की विधि :- यह विधि इस नियम पर आधारित है कि जब गैस समदाबीय प्रसार प्रक्रम से गुजरती है तब उस पर एक बाहरी दबाव (इन्जन में पिस्टन के समान) लगता है जिसकी वजह से उसे कुछ बाहरी कार्य करना पड़ता है, इसीलिए उसकी गति ऊर्जा के खर्च होने के कारण गैस का ताप घट जाता है।

3. रुद्धोष्मीय डीमैग्नेटाइजेशन द्वारा :-

गैसों के द्रवीकरण के उपयोग

- द्रवीकृत गैसों और उच्च दाब पर संपीड्य गैसों का उद्योगों में विस्तृत रूप से उपयोग होता है।
- द्रव अमोनिया और द्रव सल्फर डाई ऑक्साइड प्रशीतक की तरह उपयोग में लाये जाते हैं।
- द्रव कार्बन-डाई-ऑक्साइड का उपयोग सोडा फाऊन्टेन में होता है
- द्रव क्लोरीन का उपयोग ब्लीचिंग और कीटाणुनाशक के रूप में किया जाता है।
- रॉकेट, जेट वायुयानों एवं बमों में द्रव वायु का प्रयोग होता है। जो ऑक्सीजन का एक महत्वपूर्ण स्रोत है।
- सम्पीडित ऑक्सीजन का उपयोग वेल्डिंग आदि के लिए होता है।
- संपीड्य हीलियम का उपयोग वायुयान आदि में किया जाता है।

वास्तविक और आदर्श गैसों

गैसों जो गैस नियमों या आदर्श गैस समीकरण ($PV = nRT$) का सभी ताप और दाब पर पालन करती हैं आदर्श या पूर्ण गैसों कहलाती हैं।

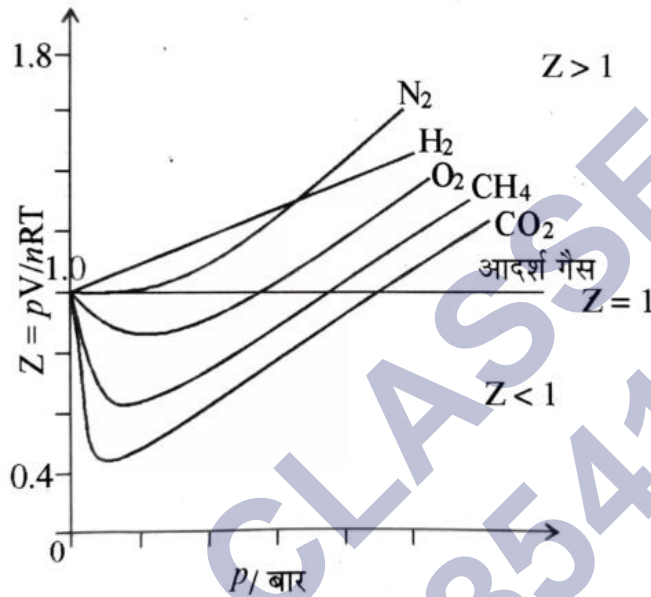
गैसों का सैद्धान्तिक मॉडल, प्रायोगिक प्रेक्षणों के संगत है लेकिन तब कठिनाई उत्पन्न होती है जब हम यह ज्ञात करने की कोशिश करते हैं कि आदर्श गैस समीकरण $PV = nRT$ कब तक गैसों के ताप-दाब-आयतन के मध्य सम्बन्ध बनाए रखता है, इसे ज्ञात करने के लिए हम गैसों के PV तथा P के मध्य ग्राफ खींचते हैं। बॉयल के नियमानुसार, स्थिर ताप पर PV स्थिर रहना चाहिए तथा PV और P के मध्य ग्राफ (आरेख) अक्ष के समानान्तर सीधी रेखा होनी चाहिए।

सामान्यतः लगभग सभी गैसों आदर्श गैस व्यवहार से विचलन प्रदर्शित करती हैं। कोई भी गैस आदर्श या पूर्ण नहीं है। अतः यह गैसों केवल सैद्धान्तिक हैं।

ताप जैसे-जैसे बढ़ता जाता है या गैसों के क्वथनांक से ऊपर या उनके द्रवीकरण अवस्था से गुजरता है और दाब घटता जाता है, वैसे वैसे गैसों आदर्श गैस व्यवहार को अधिक से अधिक

प्रदर्शित करने लगती है। अतः “वास्तविक गैसों” वह गैसों हैं जो उच्च ताप और निम्न दाब की अवस्था में गैस नियमों या आदर्श गैस समीकरण का पालन करती हैं”

(3) P-V समतापीय वक्र खींचने पर वास्तविक और आदर्श गैसों के मध्य ग्राफ निम्न प्रकार से प्रदर्शित होता है।



आदर्श गैस व्यवहार से वास्तविक गैसों के विचलन को P-V समतापीय वक्र द्वारा मात्रात्मक रूप से निर्धारित करना बहुत कठिन है, P-V समतापी वक्र चित्र में प्रदर्शित किया जा चुका है, सम्पीड़यता गुणांक Z को निम्न समीकरण द्वारा ज्ञात किया जा सकता है। $PV = ZnRT$ या $Z = PV / nRT = PV_m / RT$ यह आदर्श गैस व्यवहार से विचलन को मात्रात्मक रूप से समझाने का उचित तरीका है।

Z के मान में इकाई से कमी जितनी अधिक होगी गैस का आदर्श व्यवहार से विचलन उतना ही अधिक होता है इसलिये, जब

- $Z = 1$, होता है तब गैस सभी ताप और दाब पर आदर्श होती है, N_2 में Z का मान $50^\circ C$ पर 1 के अति निकट होता है, यह वह तापक्रम है जिस पर वास्तविक गैस आदर्श व्यवहार को प्रदर्शित करती है इसे बॉयल तापक्रम या बॉयल पॉइन्ट या बिन्दु (T_B) कहते हैं।
- $Z > 1$ तब गैस आदर्श व्यवहार की तुलना में कम संपीडित होती है और यह अक्सर उच्च दाब पर धनात्मक विचलन प्रदर्शित करती हैं। $PV > RT$
- $Z < 1$, तब गैस आदर्श व्यवहार की तुलना में अधिक संपीडित होती है और यह निम्न दाब पर ऋणात्मक विचलन प्रदर्शित करती हैं। $PV < RT$

- $Z > 1$ हाइड्रोजन के लिये सभी दाबों पर, यह हमेशा धनात्मक विचलन प्रदर्शित करती है।
- आसानी से द्रवीकृत होने वाली और उच्च घुलनशील गैसों (NH_3 , SO_2) आदर्श व्यवहार से अधिक विचलन को प्रदर्शित करती हैं। इनके लिये $Z < 1$ होता है।
- कुछ गैसों जैसे CO_2 धनात्मक और ऋणात्मक दोनों विचलन प्रदर्शित करती है।

वास्तविक गैसों का आदर्श व्यवहार से विचलन का कारण

आदर्श गैस नियमों को गैसों के अणुगति सिद्धान्त द्वारा ज्ञात किया जा सकता है, जो कि दो महत्वपूर्ण तथ्यों पर आधारित होती है,

- अणुओं द्वारा घेरा गया आयतन गैस के कुल आयतन की तुलना में नगण्य होता है।
- अणुओं में परस्पर कोई आकर्षण बल नहीं होता है। इन दोनों में से किसी भी तथ्य के न होने पर गैस आदर्श व्यवहार से विचलन प्रदर्शित करने लगती है।

वाण्डर वाल्स समीकरण

वाण्डर वाल्स ने अन्तर आण्विक आकर्षण बल और अणुओं द्वारा घेरे गये आयतन के दोष को ध्यान में रखकर, आदर्श गैस समीकरण में कुछ संशोधन करके नया (1873 में) समीकरण बनाया, जिसे वाण्डर वाल्स समीकरण कहते हैं।

ये संशोधन हैं (i) आयतन में संशोधन (ii) दाब में संशोधन

वाण्डर वाल्स समीकरण का वास्तविक गैसों द्वारा ताप और दाब की विस्तृत सीमा पर पालन किया जाता है। इसलिए इस समीकरण को वास्तविक गैसों का अवस्था समीकरण कहते हैं।

गैस के n मोलों के लिए वाण्डर वाल्स समीकरण है,

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

$\left[P + \frac{n^2 a}{V^2} \right]$ आण्विक आकर्षण के लिये दाब संशोधन

$[V - nb]$ नियत आकार के अणुओं के लिये आयतन संशोधन = nRT

a और b वाण्डर वाल नियतांक हैं जिनका मान गैस की प्रकृति पर निर्भर करता है, सामान्यतः गैस के लिए $a \gg b$.

वाण्डरवाल समीकरण की व्युत्पत्ति :- 1873 में वाण्डरवाल ने आदर्श गैस समीकरण को वास्तविक गैसों के लिए लागू करने हेतु आयतन तथा दाब में संशोधन किया तथा वाण्डरवाल समीकरण की उत्पत्ति की।

आयतन संशोधन :- वान्डरवाल ने वास्तविक गैसों के अणुओं को दृढ़ तथा गोलाकार माना जिनका आयतन निश्चित होता है, अतः

आदर्श गैस का आयतन = वास्तविक गैस का आयतन - गैस के अणुओं द्वारा घेरा गया आयतन

$$V_i = V - b$$

यहाँ b वास्तविक गैस के एक मोल का अपवर्जित आयतन कहलाता है।

यहाँ b वास्तविक गैस के एक मोल का अपवर्जित आयतन कहलाता है।

$$n \text{ मोल गैस के लिए } V_i = V - nb$$

अर्थात् अणु V आयतन में विचरण के स्थान पर $(V - nb)$ आयतन में विचरण करने के लिए प्रतिबंधित हो जाते हैं, जहाँ nb गैस के अणुओं द्वारा घेरे गए वास्तविक आयतन के लगभग बराबर होता है।

नोट :- अपवर्जित आयतन (b) अणुओं के वास्तविक आयतन का चार गुना होता है।

दाब संशोधन

किसी पात्र में अन्दर की तरफ स्थित एक अणु पर सभी तरफ से अन्य अणुओं का आकर्षण बल लगता है तथा ये बल एक-दूसरे को निरस्त कर देते हैं जिससे इस अणु पर परिणामी आकर्षण बल शून्य होता है, लेकिन वह अणु जो पात्र की दीवार के पास होता है या पात्र की दीवार से टकराने जा रहा है, उस पर परिणामी आकर्षण बल पात्र के अन्दर की तरफ होता है। इस कारण पात्र की दीवार के पास स्थित अणु पर अन्दर की ओर खिंचाव होता है अतः यह अणु पात्र की दीवार से कम वेग से टकराता है तथा पात्र की दीवार पर कम दाब डालता है। इस प्रकार गैस का वास्तविक दाब, आदर्श गैस के दाब की तुलना में राशि P जितना कम होता है।

$$\text{अतः } P = P_i - P$$

$$P_i = P + p$$

$$p = \text{दाब संशोधन}$$

दाब संशोधन निम्न कारकों पर निर्भर करता है

गैस के उन अणुओं की संख्या जो पात्र की दीवार पर टकराने ज़ाले अणु पर खिंचाव उत्पन्न करते हैं जो कि गैस के घनत्व पर निर्भर करते हैं।

अर्थात्

$$P \propto P$$

गैस के उन अणुओं की संख्या जो पात्र की दीवार से इकाई

क्षेत्रफल पर प्रति सेकण्ड टकराते हैं तथा ये भी गैस के घनत्व पर निर्भर करते हैं।

अर्थात्

$$P \propto P$$

उपरोक्त दोनों कारकों को मिलाने पर

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

[चूँक घनत्व $\rho = n/V$]

या

$$P = a \frac{n^2}{V^2}$$

(a = आकर्षण गुणांक)

अतः

$$P_i = P + \frac{an^2}{V^2}$$

यहाँ $P_i = P$ आदर्श, $P = P$ वास्तविक तथा $\frac{an^2}{V^2}$ संशोधित पद है। आदर्श गैस समीकरण $P_i V_i = nRT$ में P_i तथा V_i का मान रखने पर-

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

यह n मोल गैस के लिए वान्डरवाल समीकरण है। जब $n = 1$ अर्थात् गैस एक मोल है तो

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

वाण्डर वाल्स समीकरण के महत्वपूर्ण बिंदु

1. उच्च दाब पर वाण्डर वाल समीकरण वास्तविक गैसों के लिए सही परिणाम देता है।
2. यह समीकरण समतापीय प्रक्रम के झुकाव, जो कि V के लिये PV के P के साथ विचलन को प्रदर्शित करता है
3. वाण्डर वाल्स समीकरण की सहायता से, वाण्डर वाल नियतांक ' a ' और ' b ' के अर्थ में, बॉयल तापक्रम, क्रान्तिक स्थिरांक और प्रतिलोमन तापक्रम को समझाया जा सकता है।

4. वाण्डर वाल्स समीकरण पदार्थों की छोटी और उपयोगी समीकरण प्रस्तुत करता है इसका एक लाभ यह है कि सभी गैसों के लिये केवल एक ही वक्र बनाया जा सकता है, जो कि सभी परिवर्तनों का ग्राफीय निरूपण प्रदर्शित करता है।

वाण्डर वाल्स समीकरण की सीमायें

- यह समीकरण अत्यधिक निम्न ताप और अत्यधिक उच्च दाब पर विचलन को प्रदर्शित करता है।
- वाण्डर वाल नियतांक a और b ताप और दाब की निश्चित सीमा के ऊपर स्थिर नहीं रहता है। अतः यह समीकरण ताप और दाब की निश्चित सीमा पर ही सत्य होता है।

SHIVOM CLASSES
8696608541

NCERT SOLUTIONS

अभ्यास (पृष्ठ संख्या 156-157)

प्रश्न 1 30°C तथा 1 bar दाब पर वायु के 50dm आयतन को 200dm तक संपीडित करने के लिए कितने न्यूनतम दाब की आवश्यकता होगी?

उत्तर- बॉयल के नियम के अनुसार, स्थिर ताप पर, $P_1V_1 = P_2V_2$

माना कि आवश्यकता दाब P_2 है।

$$\therefore 1 \times 500 = P_2 \times 200$$

$$\text{या } P_2 = \frac{1 \times 500}{200} = 2.5 \text{ bar}$$

प्रश्न 2 35°C ताप तथा 1.2 bar दाब पर 120mL धारिता वाले पात्र में गैस की निश्चित मात्रा भरी है। यदि 35°C पर गैस को 180mL धारिता वाले फ्लास्क में स्थानान्तरित किया जाता है तो गैस का दाब क्या होगा?

उत्तर- चूँकि ताप स्थिर रहता है; अतः बनियमानुसार,

$$\begin{aligned} P_1V_1 &= P_2V_2 \\ &= 12 \times 120 = P_2 \times 180 \\ &= P_2 = \frac{12 \times 120}{180} = 0.8 \text{ bar} \end{aligned}$$

प्रश्न 3 अवस्था-समीकरण का उपयोग करते हुए स्पष्ट कीजिए कि दिए गए ताप पर गैस का घनत्व गैस के दाब के समानुपाती होता है।

उत्तर- आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

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

$$\therefore d = \frac{M}{RT} \cdot P$$

एक निश्चित गैस के लिए, एक स्थिर ताप पर, $\frac{M}{RT}$ स्थिर है।

$$\therefore d \propto P$$

अर्थात् एक स्थिर ताप पर, गैस का घनत्व इसके दाब के समानुपाती होता है।

प्रश्न 4 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 अणुभार क्या है?

उत्तर- नाइट्रोजन के लिए,

$$d = \frac{M \cdot P}{RT}$$

$$= \frac{28 \times 5}{R \times 273} \quad (\because N_2 \text{ का मोलर द्रव्यमान} = 28)$$

$$\text{गैसीय ऑक्साइड के लिए } d = \frac{M \cdot P}{RT} = \frac{M \times 2}{R \times 273}$$

चूँकि दोनों घनत्व समान है,

$$\therefore \frac{28 \times 5}{R \times 273} = \frac{M \times 2}{R \times 273}$$

$$M = \frac{28 \times 5}{2} = 70 \text{g} - \text{mol}^{-1}$$

प्रश्न 5 27°C 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 3 bar हो जाता है। इन गैसों के अणुभार में सम्बन्ध स्थापित कीजिए।

उत्तर- माना आदर्श गैस A का आण्विक द्रव्यमान M_A है तथा B का M_B है। जब केवल आदर्श गैस A उपस्थित है।

$$PV = nRT$$

$$2 \times V = \frac{1}{M_A} \times R \times T \left[\because n = \frac{m}{M} = \frac{1}{M} \right] \dots (i)$$

$$\text{दोनों गैसों को मिलाने पर, मोलों की कुल संख्या} = \frac{1}{M_A} + \frac{2}{M_B}$$

अतः गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

$$3 \times V = \left[\frac{1}{M_A} + \frac{2}{M_B} \right] \times R \times T$$

समीकरण (ii) को (i) द्वारा भाग करने पर,

$$\frac{3}{2} = \frac{\frac{M_B + 2M_A}{M_A M_B}}{\frac{1}{M_B}} = \frac{M_B + 2M_A}{M_B} = 1 + \frac{2 \times M_A}{M_B}$$

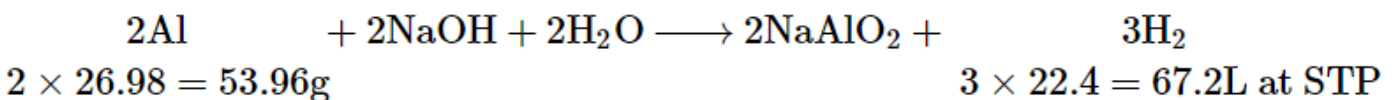
$$\text{या } 2 \times \frac{M_A}{M_B} = \frac{3}{2} - 1 = \frac{1}{2}$$

$$\frac{M_A}{M_B} = \frac{1}{2} \times \frac{1}{2} = \frac{1}{4}$$

$$M_B = 4 \times M_A$$

प्रश्न 6 नाली साफ करने वाले ड्रेनेक्स में सूक्ष्म मात्रा में ऐलुमिनियम होता है। यह कॉस्टिक सोडा से क्रिया पर डाइहाइड्रोजन गैस देता है। यदि 1 bar तथा 20°C ताप पर 0.15g ऐलुमिनियम अभिक्रिया करेगा तो निर्गमित डाइहाइड्रोजन का आयतन क्या होगा?

उत्तर-



उपयुक्त से यह स्पष्ट है कि 53.96g ऐल्युमिनियम NaOH से क्रिया करके STP पर 67.2L H₂ बनाता है।

$$\therefore \text{STP पर 0.15g Al द्वारा उत्पन्न H}_2 \text{ का आयतन} = \frac{67.2}{53.96} \times 0.15 = 0.1868L$$

माना कि 20°C (293K) और 1 bar (0.987atm) पर इस हाइड्रोजन का आयतन V_2 है। गैस समीकरण के अनुसार,

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

$$\text{या } \frac{1 \times 0.1868}{273} = \frac{0.987 \times V_2}{293}$$

$$V_2 = \frac{0.1868 \times 293}{0.987 \times 273} = 0.2031\text{L} = 203.1\text{mL}$$

प्रश्न 7 यदि 27°C पर 9dm^3 धारिता वाले फ्लास्क में 3.2 ग्राम मेथेन तथा 4.4 ग्राम कार्बन डाइऑक्साइड का मिश्रण हो तो इसका दाब क्या होगा?

उत्तर- गैसीय मिश्रण में उपस्थित कुल मोलों की संख्या-

($\because \text{CH}_4$ का आणविक द्रव्यमान = 16 तथा CO_2 का आणविक द्रव्यमान = 44)

गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

$$\therefore P \times 9 = 0.3 \times 8.314 \times 10^3 \times 300$$

$$(R = 8.314 \times 10^3 \text{Pa} \cdot \text{dm}^3 \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1})$$

$$\text{या } P = \frac{0.3 \times 8.314 \times 10^3 \times 300}{9} = 8.314 \times 10^4 \text{Pa}$$

प्रश्न 8 27°C ताप पर जब 1 लीटर के फ्लास्क में 0.7 bar पर 2.0 लीटर डाइऑक्सीजन तथा 0.8 bar पर 0.5 लीटर डाइहाइड्रोजन को भरा जाता है तो गैसीय मिश्रण का दाब क्या होगा?

उत्तर- माना की गैस मिश्रण में H_2 तथा O_2 के आंशिक दाब क्रमशः P_1 तथा P_2 है।

$$\text{H}_2 \text{ गैस के लिए- } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$0.8 \times 0.5 = P_1 \times 1$$

$$\text{या } P_1 = \frac{0.8 \times 0.5}{1} = 0.4 \text{ bar}$$

$$O_2 \text{ गैस के लिए- } 0.7 \times 2.0 = P_2 \times 1$$

$$\text{या } P_2 = \frac{0.7 \times 2.0}{1} = 1.4 \text{ bar}$$

$$\text{अतः गैस मिश्रण का कुल दाब } P = 0.4 + 1.4 = 1.8 \text{ bar}$$

प्रश्न 9 यदि 27°C ताप तथा 2 bar दाब पर एक गैस का घनत्व 5.46 g dm^3 है तो STP पर इसका घनत्व क्या होगा?

उत्तर-

$$\text{एक गैस का आणविक द्रव्यमान } M = \frac{dRT}{P}$$

चूँकि, दो भिन्न दशाओ में आणविक द्रव्यमान तापक्रम एवं दाब के साथ परिवर्तित नहीं होता है, अतः $\frac{d_1RT_1}{P_1} = \frac{d_2RT_2}{P_2}$

$$\text{या } \frac{5.46 \times R \times 300}{2} = \frac{d_2 \times R \times 273}{1}$$

$$d_2 = \frac{5.46 \times 300}{2 \times 273} = 3 \text{ g. dm}^3$$

प्रश्न 10 यदि 546°C तथा 0.1 bar दाब पर 34.05 mL फॉस्फोरस वाष्प का भार 0.0625 g है तो फॉस्फोरस का मोलर द्रव्यमान क्या होगा?

उत्तर- गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

$$\text{या } PV = \frac{w}{M}RT$$

दिया है, $P = 0.1 \text{ bar}$, $V = 34.05 \text{ mL} = 34.05 \times 10^{-3} \text{ dm}^3$,

$$w = 0.0625 \text{ g}, R = 0.0831 \text{ bar dm}^3$$

$$K^{-1} \text{ mol}^{-1}, T = 546^\circ\text{C} = 819 \text{ K}, M = ?$$

$$\therefore M = \frac{wRT}{PV} = \frac{0.0625 \times 0.0831 \times 819}{0.1 \times 34.05 \times 10^{-3}} = 124.92 \text{ g} - \text{mol}^{-1}$$

अतः फॉस्फोरस का मोलर द्रव्यमान $124.92 \text{ g.mol}^{-1}$ है।

प्रश्न 11 एक विद्यार्थी 27°C पर गोल पेंदे के फ्लास्क में अभिक्रिया-मिश्रण डालना भूल गया तथा उस फ्लास्क को ज्वाला पर रख दिया। कुछ समय पश्चात उसे अपनी भूल का अहसास हुआ। उसने उत्तापमापी की सहायता से फ्लास्क का ताप 477°C पाया। आप बताइए कि वायु का कितना भाग फ्लास्क से बाहर निकला?

उत्तर- खुले फ्लास्क को गर्म करने की प्रक्रिया में उसके आयतन तथा दाब को स्थिर माना जा सकता है। मानते हुए कि फ्लास्क में हवा के मोलों की संख्या गर्म करने से पहले तथा बाद में, क्रमशः n_1 तथा n_2 है, आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = n_1RT_1 = n_1 \times R \times (273 + 27) \text{ (गर्म करने से पहले) } \dots(i)$$

$$PV = n_2RT_2 = n_2 \times R \times (273 + 477) \text{ (गर्म करने के बाद) } \dots(ii)$$

समीकरण (i) को (ii) से भाग करने पर,

$$1 = \frac{n_1 \times 300}{n_2 \times 750}$$

$$\therefore n_2 = \frac{300}{750} \times n_1 = \frac{2}{5} n_1$$

अतः गर्म करने पर निष्कासित हवा के मोलों की संख्या = $n_1 - n_2 = n_1 - \frac{2}{5} n_1 = \frac{3}{5} n_1$

$$\text{अतः निष्कासित हवा} = \frac{\frac{3}{5} n_1}{n_1} = \frac{3}{5}$$

प्रश्न 12 3.32 bar पर 5dm³ आयतन घेरने वाली 4.0 mol गैस के ताप की गणना कीजिए। ($R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} - \text{mol}^{-1}$)

उत्तर- गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

$$\text{या } T = \frac{PV}{nR} = \frac{3.32 \times 5}{4.0 \times 0.083} = 50\text{K}$$

प्रश्न 13 1.4g डाइनाइट्रोजन गैस में उपस्थित कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या की गणना कीजिए।

$$\text{उत्तर- } N_2 \text{ के मोल} = \frac{1.4}{28} = 0.05$$

$$\text{उपस्थित अणुओं की संख्या} = 0.05 \times 6.022 \times 10^{23}$$

∴ उपस्थित अणुओं की संख्या = $0.05 \times 6.022 \times 10^{23} \times 14$ (N_2 के एक अणु में 14 इलेक्ट्रॉन होते हैं)

$$= 4.215 \times 10^{23} \text{ इलेक्ट्रॉन}$$

प्रश्न 14 यदि एक सेकण्ड में 10^{10} गेहूँ के दाने वितरित किए जाएँ तो आवोगाद्रो संख्या के बराबर दाने वितरित करने में कितना समय लगेगा?

उत्तर- आवोगाद्रो की संख्या = 6.022×10^{23} चूँकि 10^{10} दाने प्रति सेकण्ड वितरित होते हैं,

$$\begin{aligned} \therefore 6.022 \times 10^{23} \text{ दानों वितरित होने में लगा समय,} \\ &= \frac{6.022 \times 10^{23}}{10^{10}} \text{ सेकण्ड} \\ &= \frac{6.022 \times 10^{23}}{10^{10}} \times \frac{1}{3.156 \times 10^7} \text{ वर्ष} \\ &= 1.908 \times 10^6 \text{ वर्ष } (\because \text{वर्ष} = 3.156 \times 10^7 \text{ s}) \end{aligned}$$

प्रश्न 15 27°C ताप पर 1dm^3 आयतन वाले फ्लास्क में 8 ग्राम डाइऑक्सीजन तथा 4 ग्राम डाइहाइड्रोजन के मिश्रण का कुल दाब कितना होगा?

$$\text{उत्तर- मिश्रण में उपस्थित कुल मोलो की संख्या} = \frac{8}{32} + \frac{4}{2} = 2.25$$

(O_2 का आणविक द्रव्यमान = 32, H_2 का आणविक द्रव्यमान = 2)

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT$$

$$\text{या } P \times l = 2.25 \times 0.083 \times 300$$

$$P = 2.25 \times 0.083 \times 300 = 56.025 \text{ bar}$$

प्रश्न 16 गुब्बारे के भार तथा विस्थापित वायु के भार के अन्तर को 'पेलोड कहते हैं। यदि 27°C पर 10m त्रिज्या वाले गुब्बारे में 1.66 bar पर 100kg हीलियम भरी जाए तो पेलोड की गणना कीजिए। (वायु का घनत्व = 1.2kg m^3 तथा $R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

उत्तर-

$$\text{गुब्बारे का आयतन} = \frac{4}{3}\pi r^3 = \frac{4}{3} \times \frac{22}{7} \times (10)^3 = 4190.5\text{m}^3 = 4190.5 \times 10^3$$

गुब्बारे में भरी हीलियम का भार,

$$PV = \frac{m}{M} \times R \times T$$

$$1.66 \times 4190.5 \times 1^3 = \frac{m}{4} \times 0.083 \times 300$$

$$\text{या } m = \frac{1.66 \times 4190.5 \times 10^3 \times 4}{0.083 \times 300} = 1117466.7\text{g} = 1117.47\text{kg}$$

$$\therefore \text{गुब्बारे का कुल द्रव्यमान} = 100 + 1117.47 = 1217.47\text{kg}$$

$$\text{गुब्बारे के द्वारा विस्थापित वायु का आयतन} = 4190.5\text{m}^3$$

$$\therefore \text{विस्थापित वायु का भार} = \text{आयतन} \times \text{घनत्व} = 4190.5 \times 1.2 = 5028.6\text{kg}$$

$$\text{गुब्बारे का पेलोड} = 5028.6 - 1217.47 = 3811.1\text{kg}$$

प्रश्न 17 31.1°C तथा 1 bar दाब पर 8.8 ग्राम CO_2 द्वारा घेरे गए आयतन की गणना कीजिए।

$$(R = 0.083 \text{ bar L}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

उत्तर- आदर्श गैस समीकरण के अनुसार,

$$PV = nRT = \frac{m}{M} \times R \times T$$

$$\text{या } l \times V = \frac{8.8}{44} \times 0.083 \times (273 + 31.1)$$

$$V = \frac{8.8 \times 0.083 \times 304.1}{44} = 5.05\text{dm}^3$$

प्रश्न 18 समान दाब पर किसी गैस के 2.9 ग्राम द्रव्यमान का 95°C तथा 0.184 ग्राम डाइहाइड्रोजन का 17°C पर आयतन समान है। बताइए कि गैस का मोलर द्रव्यमान क्या होगा?

उत्तर- माना की गैस का मोलर द्रव्यमान M हैं।

आदर्श गैस समीकरण के अनुसार, $PV = nRT$ । चूँकि P तथा V दोनों समान है,

$$\text{गैस के लिए- } P \times V = \frac{2.9}{M} \times R \times (273 + 95)$$

$$\text{H}_2 \text{ के लिए- } P \times V = \frac{0.184}{2} \times R \times (273 + 17)$$

समीकरण (i) तथा (ii) से,

$$\frac{2.9}{M} \times 368 = \frac{0.184}{2} \times 290$$

$$\text{या } M = \frac{2.9 \times 368 \times 2}{0.184 \times 290} = 40 \text{g mol}^{-1}$$

प्रश्न 19 1 bar दाब पर डाइहाइड्रोजन तथा डाइऑक्सीजन के मिश्रण में 20% डाइहाइड्रोजन (भार से) रखा जाता है तो डाइहाइड्रोजन का आंशिक दाब क्या होगा?

उत्तर- माना मिश्रण का सम्पूर्ण द्रव्यमान 100g है।

$$\therefore \text{H}_2 \text{ का द्रव्यमान} = 20\text{g}; \text{O}_2 \text{ का द्रव्यमान} = 100 - 20 = 80\text{g}$$

$$\text{H}_2 \text{ के मोलो की संख्या} = \frac{20}{2} = 10$$

$$\text{तथा O}_2 \text{ के मोलो की संख्या} = \frac{80}{32} = 2.5$$

$$\text{मिश्रण में मोलो की संख्या} = 10 + 2.5 = 12.5$$

$$\therefore \text{H}_2 \text{ का आंशिक दाब} = \frac{\text{H}_2 \text{ के मोल}}{\text{मोलों की कुल संख्या}} \times \text{कुल दाब}$$

$$= \frac{10}{12.5} \times 1 = 0.8 \text{ bar}$$

प्रश्न 20 $\frac{PV^2T^2}{n}$ राशि के लिए SI इकाई क्या होगी?

उत्तर-

$$\frac{PV^2T^2}{n} = \frac{(\text{Nm}^{-2})(\text{m}^3)^2(\text{k})^2}{\text{mol}} = \text{Nm}^4 \text{K}^2 - \text{mol}^{-1}$$

प्रश्न 21 चार्ल्स के नियम के आधार पर समझाइए कि न्यूनतम सम्भव ताप -273°C होता है।

उत्तर- जिस प्रकार गैस को गर्म करने पर उसका आयतन बढ़ता है ठीक उसी प्रकार उसे ठण्डा करने पर अर्थात् उसका ताप घटाने पर उसका आयतन घटता भी है। ऐसी स्थिति में-

$$\text{गैस का } -10^\circ\text{C पर आयतन } (V_{-10}) = V_0 \left(1 - \frac{10}{273}\right)$$

$$\text{गैस का } -100^\circ\text{C पर आयतन } (V_{-100}) = V_0 \left(1 - \frac{100}{273}\right)$$

$$\text{गैस का } -273^\circ\text{C पर आयतन } (V_{-273}) = V_0 \left(1 - \frac{273}{273}\right) = 0$$

अतः -273°C पर गैस का आयतन शून्य हो जाना चाहिए।

इससे कम ताप पर आयतन ऋणात्मक हो जाएगा जो कि अर्थहीन है। वास्तव में सभी गैसों इस ताप पर पहुँचने से पहले ही द्रवित हो जाती हैं। इससे यह निष्कर्ष निकलता है कि -273°C (0K) ही न्यूनतम सम्भव ताप है।

प्रश्न 22 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 ताप जितना अधिक होगा, गैस को उतनी ही सरलता से द्रवीभूत किया जा सकता है। यह केवल तब सम्भव है जब अन्तर आणविक बल मजबूत हो। अतः CO_2 में, CH_4 की तुलना में प्रबल अन्तराणविक बल है।

प्रश्न 23 वण्डरवाल्स प्राचल की भौतिक सार्थकता को समझाइए।

उत्तर-

- i. वाण्डरवाल्स प्राचल 'a'-इसका मान गैस के अणुओं में विद्यमान आकर्षण बलों के परिमाण की माप होता है। अतः a का मान अधिक होने का तात्पर्य, अन्तर-आणविक आकर्षण बलों का अधिक होना है।
- ii. वाण्डरवाल्स प्राचल 'b'-इसका मान गैस-अणुओं के प्रभावी आकार की माप है। इसका मान गैस-अणुओं के वास्तविक आयतन का चार गुना होता है। यह अपवर्जित आयतन कहलाता है।