



गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ

हम जानते हैं कि द्रव्य तीन* भिन्न अवस्थाओं में पाया जाता है, ये हैं-ठोस, द्रव और गैस। पदार्थ की विभिन्न अवस्थाएँ दिखाने का सबसे सरल उदाहरण पानी है जो कि ठोस (बर्फ), द्रव (पानी) और गैस (बाष्प), तीनों अवस्थाओं में ताप और दाब की विभिन्न परिस्थितियों में पाया जाता है। इन तीनों अवस्थाओं में अंतर इनकी अंतःअणुक दूरी और अंतःअणुक बलों में भिन्नता के कारण होता है। इनके साथ, ताप और दाब भी द्रव्य की अवस्था के निर्धारण में महत्वपूर्ण होते हैं।

इस पाठ में हम, ठोस, द्रव और गैसों के गुणधर्मों में अंतर और इनके कारण का अध्ययन करेंगे। गैस की किसी निश्चित मात्रा के आयतन पर ताप और दाब का प्रभाव देखेंगे। यह गैस के नियमों (जैसे बॉयल का नियम, चार्ल्स का नियम तथा आवोगाद्रो नियम) के द्वारा निर्धारित होते हैं।

आप दैनिक जीवन में प्रयुक्त होने वाले अनेक गैस, द्रव और ठोस पदार्थों से परिचित हैं। आपको यह भी ज्ञात है कि जल द्रव, ठोस (बर्फ) अथवा गैस (वाष्प) के रूप में पाया जाता है। ये द्रव्य की तीन अवस्थाएँ कहलाती हैं। पाठ 5 में आपने पढ़ा कि द्रव्य की तीन अवस्थाओं के गुणधर्मों में विभिन्नता होती है। गैसीय अवस्था के गुणधर्मों की व्याख्याएँ उनके अणुओं के बीच पर्याप्त दूरी और उनके दुर्बल अंतराण्विक बल के आधार पर की जा सकती हैं। इस पाठ में हम द्रवों में पाए जाने वाले अंतराण्विक बलों का अध्ययन करेंगे और देखेंगे कि इनके संदर्भ में उनके गुणों की व्याख्या किस प्रकारकी जा सकती है।



उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप

- पदार्थ की तीन अवस्थाओं- ठोस, द्रव और गैस में अंतर बता सकेंगे;
- विभिन्न प्रकार के अंतराण्विक अनुक्रियों को बता सकेंगे;
- गैसों के विभिन्न गुणधर्म बता सकेंगे;
- गैस नियमों (बॉयल का नियम, चार्ल्स का नियम तथा आवोगाद्रो नियम) को बता सकेंगे और उन्हें गणितीय रूप में व्यक्त कर सकेंगे;

मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ

- p - V , p - $1/V$, p - pV और V - T आरेख को रेखित कर सकेंगे;
- आरेख से गैस के आयतन पर ताप और दाब का प्रभाव बता सकेंगे;
- गैस नियमों से आदर्श गैस समीकरण की व्युत्पत्ति कर सकेंगे;
- डाल्टन का आंशिक दाब नियम बता पाएँगे और उसकी सार्थकता की व्याख्या कर सकेंगे;
- ग्राहम का विसरण नियम बता सकेंगे;
- गेलुजाक के संयोजित आयतनों का नियम एवं ऐवोगाद्रो नियम से अणु के तथ्य का वर्णन कर सकेंगे;
- गैसों के अणुगतिक सिद्धांत की व्याख्या कर सकेंगे;
- मैक्सवेल के अणुगतियों का वितरण और इनपर ताप एवं मोलर द्रव्यमान के प्रभाव को बता सकेंगे;
- u_{rms} , u_{mp} और u_{av} के बीच अंतर बता सकेंगे;
- संपीड्यता कारक के आधार पर वास्तविक गैस का आदर्श गैस व्यवहार से विचलन की व्याख्या कर सकेंगे;
- वान-डर-वाल्स नियम और वान डर वाल्स स्थिरांक की सार्थकता बता सकेंगे;
- ऐन्ड्रूज वक्रों के आधार पर गैसों के द्रवीकरण की व्याख्या कर सकेंगे।
- द्रवों के गुणधर्मों की, उनकी संरचना (आण्विक व्यवस्था और अंतराण्विक बल) के संदर्भ में व्याख्या कर सकेंगे;
- वाष्पन और क्वथन में भेद कर सकेंगे;
- द्रव के वाष्प दाब की परिभाषा और उसका क्वथनांक से संबंध दे सकेंगे;
- पृष्ठ तनाव की परिभाषा और उस पर विभिन्न कारकों के प्रभाव की व्याख्या कर सकेंगे;
- पृष्ठ तनाव के परिणाम दे सकेंगे; और
- विस्कासिता (श्यानता) की परिभाषा और उसका अंतराण्विक बलों से संबंध दे सकेंगे।

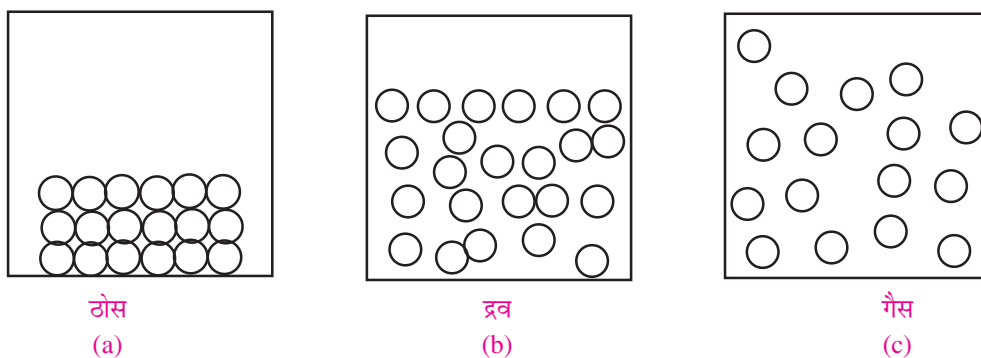
5.1 द्रव्य की तीन अवस्थाएँ

किसी भी दिए गए ताप और दाब पर द्रव्य ठोस, द्रव या गैस, तीनों में से किसी एक अवस्था में पाया जाता है। ठोस, द्रव और गैसों के कुछ विशेष गुणधर्म सारणी 5.1 में दिए गए हैं।

सारणी 5.1 : पदार्थ की विभिन्न अवस्थाओं के गुणधर्म

गुण	ठोस	द्रव	गैस
आकार	निश्चित	अनिश्चित पात्र के आकार को ग्रहण करता है।	अनिश्चित
आयतन	निश्चित	निश्चित	अनिश्चित (पात्र को पूर्णरूपेण भर लेती है)
घनत्व	उच्च	ठोस से कम परन्तु गैस से काफी उच्च	निम्न
संपीड्यता	असंपीड्य	बहुतायत से असंपीड्य	उच्च संपीड्यता

द्रव्य की तीनों अवस्थाओं के उपर्युक्त दिए गए गुणधर्म कणों की आपेक्षिक निकटता पर निर्भर करते हैं। ठोसों में अंतःअणुक बल प्रबल होते हैं जो कणों को पास-पास और अपने स्थान पर स्थिर रहते हैं। द्रवों में अंतःअणुक बल ठोसों की तुलना में दुर्बल होते हैं इसलिए वे बहुत पास नहीं होते और एक सीमा में गतिशील होते हैं। गैसीय अवस्था में अंतःअणुक बल न्यूनतम होते हैं इसलिए कण सतत अनियमित गति से चलते रहते हैं। ठोस, द्रव और गैसीय कणों की सरलीकृत व्यवस्था चित्र 5.1 में दी गई है।



चित्र 5.1 : ठोस, द्रव तथा गैसीय अवस्था में कणों का एक सरलीकृत चित्रण



टिप्पणियाँ

5.2 अंतरा आणविक अन्योन्यक्रियाएँ

अंतरा अन्योन्यक्रियाएँ वे अन्योन्यक्रियाएँ या बल होते हैं, जो कि पदार्थ के संघटक कणों के बीच में परिचालित होते हैं, जो कि परमाणु अणु और आयन हो सकते हैं। ये बलें अंतरा आणविक बलों जो कि अणुओं में परिचालित होते हैं की अपेक्षा कमजोर होते हैं, अर्थात् सहसंयोजक और आयनिक आबंध। यद्यपि ये बलें कमजोर होते हैं और संघनित प्रावस्था के होते के लिए उत्तरदायी होते हैं, जैसे कि द्रव या ठोस।

5.2.1 अंतरा आणविक अयोन्यक्रियाएँ के प्रकार

अंतरा आणविक अयोन्यक्रियाएँ या बल चार प्रकार की होती हैं—(i) लंडन बल, (ii) द्विध्रुव-द्विध्रुव बल, (iii) द्विध्रुव प्रेरित द्विध्रुव बल, (iv) हाइड्रोजन आबंधन। इन चारों में पहले तीन समूह रूप में वांडर वाल्स बलें कहलाते हैं। हाइड्रोजन आबंधन प्रबल द्विध्रुव-द्विध्रुव बलों का एक प्रकार होता है और वांडरवाल्स बलों में शामिल नहीं किया गया है। आइए अब हम इन बलों के बारे में विस्तार से जानते हैं।

(i) लंडन बल

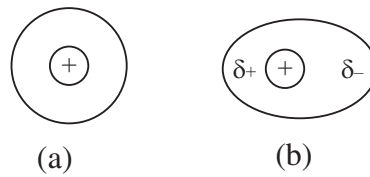
सामान्यतः हम मानते हैं कि नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन समान होते हैं (चित्र 5.2(a)) लेकिन, क्योंकि एक विशेष क्षण के लिए वितरित इलेक्ट्रॉन नाभिक के चारों ओर सतत घूमते हैं, इसलिए नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉनों का वितरण असमान हो सकता है, चित्र 5.2(b) और परिणामस्वरूप द्विध्रुव एक तरफ जिसके थोड़ा ऋणात्मक आवेश ओर विपरीत दिशा में बराबर धनात्मक आवेश उत्पन्न हो जाता है। इस प्रकार कुछ क्षण के लिए अध्रुवीय स्पीशीज जैसे कि



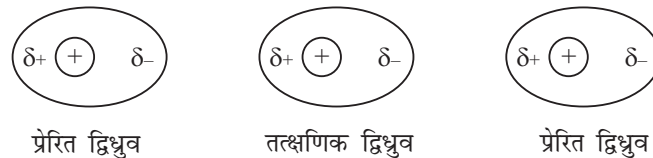
टिप्पणियाँ

उत्कृष्ट गैस का परमाणु आर्गन या निऑन ध्रुवीय हो जाते हैं। यह तत्क्षणिक द्विध्रुव अपने पड़ोस में द्विध्रुव प्रेरित कर देता है (चित्र 5.3)। ये द्विध्रुव एक-दूसरे को आकर्षित करते हैं, क्योंकि इनके विपरीत आवेशित ध्रुव एक-दूसरे के नजदीक होते हैं। अगले क्षण ये द्विध्रुव अदृश्य हो जाते हैं, क्योंकि विशेष परमाणु या अणु पर इलेक्ट्रॉन वितरण पुनः संयमित हो जाते हैं, इसके साथ ही प्रेरित द्विध्रुव भी अदृश्य हो जाता है।

लेकिन दूसरे परमाणु या अणु में तत्क्षणिक द्विध्रुव **द्रव्य** हो जाता है जो अपने पड़ोस में प्रेरित द्विध्रुव उत्पन्न कर देता है



चित्र 5.2 तत्क्षणिक द्विध्रुव उत्पन्न होना



चित्र 5.3 परमाणु या अणु के पड़ोस में प्रेरित द्विध्रुव

यह परिघटना हमेशा तत्क्षणिक द्विध्रुव के साथ होती रहती है। किसी दिए गए क्षण में बहुत संख्या में ऐसे परमाणु और अणु वितरित होकर तत्क्षणिक द्विध्रुव उत्पन्न करते हैं, जो कि इनके पड़ोस में द्विध्रुव प्रेरित करते रहते हैं। इसके फलस्वरूप पदार्थ में दुर्बल अन्योन्यक्रिया उपस्थित हो जाती है।

इन बलों का नामकरण जर्मन के भौतिकशास्त्री फ्रिट्ज़ लंडन के नाम पर किया गया है। लंडन बल सभी अंतरा आणविक बलों में दुर्बलतम होती है और कम दूरी पर परिचालित होती है। ये परिक्षेपण बल भी कहलाती हैं। केवल ये ही बल होती है जो कि अध्रुवीय परमाणुओं या अणुओं में होती हैं और ये अपने संघनित प्रावस्था के लिए उत्तरदायी होती हैं। ये बलें सार्वभौमिक रूप से सभी प्रकार के अणुओं में उपस्थित होते हैं।

(ii) द्विध्रुव-द्विध्रुव बल

यदि पदार्थ के अणु प्रकृति में ध्रुवीय होते हैं तो एक द्विध्रुव का धनात्मक ($\delta+$) सिरे दूसरे द्विध्रुव के ऋणात्मक ($\delta-$) सिरे को आकर्षित करता है (चित्र 5.4)। इन बलों का परिमाण पदार्थ के द्विध्रुव आघूर्ण पर निर्भर करता है। ये अन्योन्यक्रियाएं लंडन बलों की अपेक्षा अधिक प्रबल होती है और ध्रुवीय यौगिकों (जैसे कि इथर) के गलनांक और क्वथनांक एक समान मोलर द्रव्यमान वाले अध्रुवीय यौगिकों (जैसे कि हाइड्रोकार्बन) की अपेक्षा बढ़ जाते हैं-



चित्र 5.4 द्विध्रुव-द्विध्रुव बल

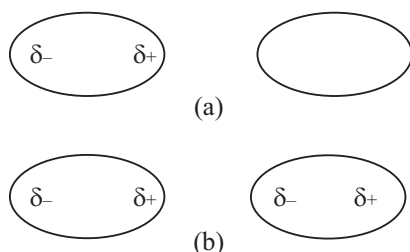
	यौगिक	मोलर द्रव्यमान	गलनांक (K)	क्वथनांक (K)
n-ब्यूटेन	C_4H_{10}	58	135.2	272.6
प्रोपेनोन $(CH_3)_2$	$C = O$	58	179.4	329.3

द्विध्रुव-द्विध्रुव बलों के साथ लंडन या परिक्षेपण बलें भी ध्रुवीय अणुओं के बीच में प्रचलित होते हैं।

(iii) द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव बल

ये बलें दो पदार्थों के मिश्रण, जिनमें से एक प्रकृति में ध्रुवीय और दूसरा अध्रुवीय होता है, में प्रचलित होते हैं।

ध्रुवीय अणुएं अपने पड़ोस के अध्रुवीय अणुओं में द्विध्रुव प्रेरित करती हैं और उनके बीच में इलेक्ट्रोस्टैटिक बल प्रचलित होने शुरू हो जाते हैं (चित्र 5.5)। इन बलों का परिमाण दो कारकों पर निर्भर करता है।



चित्र 5.5 द्विध्रुव-प्रेरित द्विध्रुव बल (a) एक ध्रुवीय और अध्रुवीय अणुओं का युग्म
(b) अध्रुवीय अणु में प्रेरित द्विध्रुव

- (a) ध्रुवीय अणु का द्विध्रुव आघूर्ण। उच्च द्विध्रुव आघूर्ण : प्रबल आकर्षक बल।
(b) अध्रुवीय अणु की ध्रुवणीयता : अध्रुवीय अणु अधिक ध्रुवणीय होता है तो प्रेरित द्विध्रुव का द्विध्रुव अधिक आघूर्ण अधिक होता है इसलिए आकर्षक बल प्रबल होता है।

परिक्षेपण या लंडन बल ध्रुवीय और अध्रुवीय अणुओं के बीच में प्रचलित होता है और ये दोनों प्रकार के बलों के संयुक्त प्रभाव का अनुभव करते हैं।



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

(iv) हाइड्रोजन आबंधन

हाइड्रोजन आबंधन पानी, एथेनॉल, हाइड्रोजन फ्लोराइड आदि के अप्रसामान्य उच्च गलनांक तथा क्वथनांक के लिए उत्तरदायी होता है। नीचे सारणी में वर्ग 14, 15, 16 और 17 के समूह के हाइड्राइडों के क्वथनांक दिए गए हैं। प्रत्येक समूह में क्वथनांक परमाणु द्रव्यमान के साथ ऊपर से नीचे बढ़ रहा है। यह क्रम स्पष्ट रूप से 14 समूह के तत्वों में देखा जा सकता है। दूसरे वर्ग में प्रत्येक के प्रथम तल क्रमशः NH_3 (वर्ग 15) H_2O (वर्ग 16) और HF (वर्ग 17) के अतिरिक्त यह क्रम सभी हाइड्राइडों में देखा जा सकता है—अर्थात् इनके इन हाइड्राइडों में हाइड्रोजन आबंधन होने के कारण इनके क्वथनांक असाधारण रूप में उच्च होते हैं—

हाइड्राइडों के क्वथनांक

वर्ग 14		वर्ग 15		वर्ग 16		वर्ग 17	
हाइड्राइड	B. P./K	हाइड्राइड	B.P./K	हाइड्राइड	B.P./K	हाइड्राइड	B.P./K
CH_4	109	NH_3	240	H_2O	373	HF	293
SiH_4	161	PH_3	183	H_2S	212	HCl	188
GeH_4	183	AsH_3	218	H_2Se	232	HBr	207
SnH_4	221	SbH_3	255	H_2Te	271	HI	238

हाइड्रोजन आबंधन पानी के कुछ असाधारण गुण धर्मों के लिए उत्तरदायी होता है, जैसे कि यह (273 K से 373 K) एक सौ डिग्री के विस्तार में द्रव अवस्था में होता है। इसकी उच्च हिमांक और वाष्पन ऊष्मा है और इसका ठोस रूप द्रव पानी से हल्का होता है। हाइड्रोजन आबंधन DNA की संरचना में बहुत महत्वपूर्ण होता है, क्योंकि यह दो न्यूक्लिक अम्लों की हैलिक श्रृंखला को जोड़े रखता है।

5.3 गैसों का सामान्य व्यवहार: गैस नियम

किसी गैस के लिए द्रव्यमान का आयतन उस ताप और दाब पर निर्भर करेगा जिस पर वह गैस पाई जाती है। अतः गैसों के व्यवहार का उल्लेख चार चरों: ताप, T ; दाब, p ; आयतन V और मात्रा (मोलो की संख्या, n) के रूप में किया जाता है। किसी गैस की दी गई मात्रा के लिए ताप और दाब जैसे चरों में परिवर्तन करने पर आयतन बदल जाता है। दो चरों के पारस्परिक संबंध का अध्ययन करने के लिए अन्य चरों को स्थिर रखा जाता है।

5.3.1 आयतन पर दाब का प्रभाव (बॉयल का नियम)

सन् 1662 में राबर्ट बॉयल ने विभिन्न गैसों के लिए स्थिर ताप पर दी गई गैस की मात्रा के आयतन पर दाब के प्रभाव का अध्ययन किया। उसने पाया कि गैस का आयतन दुगना करने पर दाब आधा रह जाता है और बदले क्रम में भी यही परिणाम मिले। बॉयल नियम के अनुसार—स्थिर ताप पर किसी गैस के लिए हुए द्रव्यमान का आयतन दाब का व्युत्क्रमानुपाती होता है।

गणितीय रूप में

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

अथवा

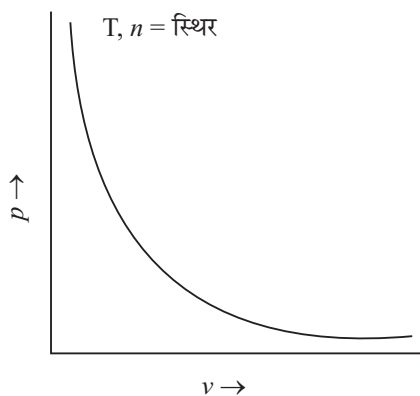
$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

ताप को स्थिर रखते हुए यदि किसी गैस के आयतन V को दाब, p के साथ आलेखित किया जाए तो चरघातांकी ग्राफ प्राप्त होगा (चित्र 5.2)।

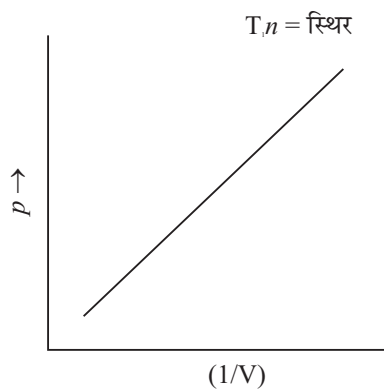
अगर दाब, p को आयतन के व्युत्क्रम, $\frac{1}{V}$ के साथ आलेखित किया जाए तो मूल बिन्दु से गुजरता हुआ ऋजु रेखीय ग्राफ प्राप्त होता है (चित्र 5.3)। दाब और आयतन के गुणनफल (pV) को दाब (p) के साथ आरेखित करने से x -अक्ष के समान्तर एक ऋजु रेखा मिलती है (चित्र 5.4)।



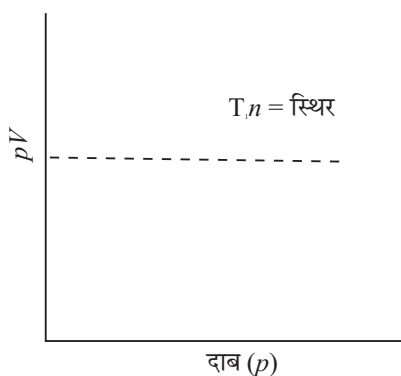
टिप्पणियाँ



चित्र 5.6 : p तथा V के बीच खींचा गया ग्राफ



चित्र 5.7 : p तथा $(1/V)$ के बीच खींचा गया ग्राफ



चित्र 5.8 : pV तथा p के बीच खींचा गया ग्राफ

उदाहरण 5.1 : 1 atm दाब पर एवं 298 K पर एक गैस के निश्चित द्रव्यमान का आयतन 25 mL है। ताप 298 K स्थिर रखते हुए यदि उसका दाब बढ़ाकर 1.25 atm कर दिया जाए तो नए आयतन का परिकलन कीजिए।

मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ

हल: दिया गया है

$$V_1 = 25 \text{ mL} \quad p_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = ? \quad p_2 = 1.25 \text{ atm}$$

बॉयल नियम के अनुसार $p_1 V_1 = p_2 V_2$

समीकरण में p_1 , V_1 और p_2 का मान रखने पर,

$$V_2 = \frac{p_1 V_1}{p_2} = \frac{(1 \text{ atm})(25 \text{ mL})}{(1.25 \text{ atm})} = 20 \text{ mL}$$

298 K और 1.25 atm दाब पर गैस का आयतन 20 mL होगा।

उदाहरण 5.2 : स्थिर ताप पर किसी गैस की निश्चित मात्रा के आयतन को अपने प्रारम्भिक आयतन का पाँचवाँ भाग ($1/5$) कर दिया जाता है। अंतिम दाब क्या होगा?

हल : यदि

$$\text{आरम्भिक आयतन} = V_1 \quad \text{आरम्भिक दाब} = p_1$$

$$\text{अन्तिम आयतन } V_2 = V_1/5 \quad \text{अन्तिम दाब} = p_2$$

बॉयल नियम के अनुसार, स्थिर ताप पर

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

$$p_2 = \frac{p_1 V_1}{V_2} = \frac{p_1 \times V_1}{\frac{V_1}{5}} = 5p_1$$

अतः आयतन को $\frac{1}{5}$ वाँ करने के लिए दाब को बढ़ाकर आरम्भिक दाब का पाँच गुना करना चाहिए।

5.3.2 आयतन पर ताप का प्रभाव (चार्ल्स नियम)

सन् 1787 में जैक्स चार्ल्स और 1802 में गोलुसैक ने स्थिर दाब पर विभिन्न गैसों के आयतन पर ताप के प्रभाव का अध्ययन किया। उनके निष्कर्ष चार्ल्स नियम के रूप में जाने जाते हैं। चार्ल्स नियम के अनुसार स्थिर दाब पर किसी गैस के निश्चित द्रव्यमान का आयतन, केल्विन ताप के सीधे समानुपाती होता है।

इसलिए चार्ल्स के नियम के अनुसार, परम ताप के बढ़ने पर गैस का आयतन बढ़ जाता है और परम ताप के कम होने पर आयतन कम हो जाता है।

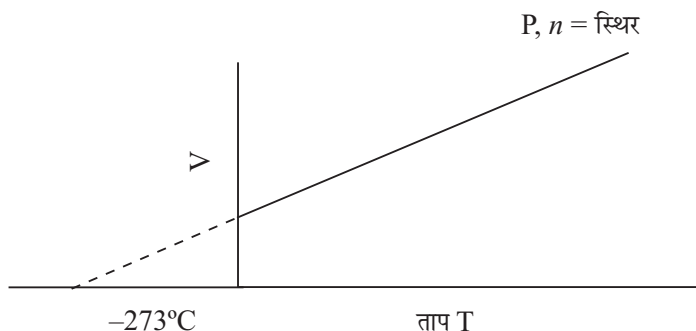
गणितीय रूप में चार्ल्स नियम को निम्नलिखित ढंग से लिखा जा सकता है-

$$V \propto t \quad (\text{स्थिर दाब } p \text{ और } n \text{ पर})$$

$$V = k \cdot t \quad k \text{ एक स्थिरांक है}$$

$$\therefore V_1/t_1 = V_2/t_2$$

चार्ल्स नियम के ग्राफीय निरूपण में मूल बिन्दु के विपरीत दिशा में निर्दिष्ट करती ऋजु रेखा मिलती है (चित्र 5.9)। यहाँ गैस के आयतन (V) को ताप के साथ स्थिर दाब और n पर आरेखित किया जाता है।



चित्र 5.9 : V तथा T के बीच आरेखित ग्राफ

गणितीय दृष्टि से, t ताप पर गैस का आयतन इस प्रकार निकाला जाता है।

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

अतः $t = -273^\circ\text{C}$ पर

$$V_t = V_0 \left(\frac{273-273}{273} \right) = 0$$

इसके अनुसार -273°C , पर गैस का आयतन शून्य हो जाना चाहिए। अतः यह तापमान (-273°C) जिस पर गैस का अनुमानतः अस्तित्व ही खत्म हो जाता है, केल्विन शून्य या **निरपेक्ष शून्य** कहलाता है। इसे K द्वारा निरूपित किया जाता है।

सिद्धांत रूप से यही संभावित न्यूनतम ताप है। व्यावहारिक रूप में किसी गैस के ताप को शून्य केल्विन तक कम नहीं किया जा सकता।

केल्विन ताप

ताप की वह स्केल जिसमें -273°C , शून्य ताप होता है उसे केल्विन स्केल कहते हैं। डिग्री सेल्सियस को केल्विन में परिवर्तित करने के लिए 273 जोड़ दिया जाता है। अतः

$$t/^\circ\text{C} + 273 = T/\text{K}$$

यहाँ $T =$ केल्विन में ताप

$t =$ सेल्सियस में ताप

उदाहरणार्थ 15°C को केल्विन में परिवर्तित करने के लिए $273 + 15^\circ\text{C} = 288 \text{ K}$



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

5.3.3 ताप का दाब पर प्रभाव (दाब-ताप नियम)

इस नियम के अनुसार- स्थिर आयतन पर किसी गैस की दी हुई मात्रा का दाब परम ताप के समानुपाती होता है।

$$p \propto T$$

$$p = kT$$

उदाहरण 5.3 : एक गैस का दाब स्थिर रखा गया है। 1000°C ताप पर उसकी निश्चित मात्रा का आयतन 2 लीटर है। दाब को स्थिर रखते हुए यदि गैस को 0°C तक ठंडा कर दिया जाए तो उसका नया आयतन कितना होगा?

हल : दिया गया है

$$\text{आरम्भिक आयतन } V_1 = 2\text{L} \quad T_1 = 1000 + 273 = 1273 \text{ K}$$

$$\text{अंतिम आयतन } V_2 = ? \quad T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$\text{चार्ल्स नियम का प्रयोग करते हुए } V_1/T_1 = V_2/T_2 \text{ अथवा } V_2 = (V_1/T_1) \times T_2$$

समीकरण में मानों को रखने पर

$$V_2 = (V_1/T_1) \times T_2 = (2\text{L} / 1273 \text{ K}) \times 273 \text{ K} = 0.4291 \text{ L}$$

5.3.4 आवोगाद्रो नियम

इटली के भौतिकविद अमैदिओ आवोगाद्रो पहले व्यक्ति थे जिन्होंने सन् 1811 में गैस के आयतन और उसमें विद्यमान अणुओं की संख्या के बीच संबंध प्रस्तुत किया। इस संबंध को आवोगाद्रो नियम कहते हैं, इसके अनुसार-

समान ताप और दाब पर गैसों के बराबर आयतनों में अणुओं की संख्या बराबर होती है।

गणितीय रूप:

$$V \propto N \text{ (स्थिर ताप और दाब पर)}$$

यहाँ V और N क्रमशः आयतन और अणुओं की संख्या हैं।

“दिए गए ताप और दाब पर गैस में उपस्थित अणुओं की संख्या, मोलों की संख्या के समानुपाती होती है”

$$\text{अतः} \quad N \propto n$$

यहाँ n मोलों की संख्या है।

$$\therefore \quad V \propto n$$

$$\text{अथवा} \quad \frac{V}{n} = \text{स्थिरांक}$$

इसलिए
$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

इन्होंने किसी पदार्थ के एक मोल में अणुओं की संख्या भी दी जोकि 6.022×10^{23} है। इसे **आवोगाद्रो संख्या** भी कहते हैं।

STP पर किसी गैस के 22.42L आयतन में (6.022×10^{23}) अणु होते हैं, और ये सबसे हलकी गैस (हाइड्रोजन) और सबसे भारी गैस (ब्रोमीन, कार्बन डाइऑक्साइड) के लिए समान हैं।

उदाहरण 5.4 : किसी गैस के 0.965 मोल, 298 K और 1 atm दाब पर, 5.0L आयतन घेरते हैं। समान ताप और दाब पर गैस के 1.80 मोलों का आयतन ज्ञात कीजिए।

हल :

$$V_1 n_2 = V_2 n_1$$

$$V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} = \frac{(5.0L)(1.8 \text{ mol})}{(0.965 \text{ mol})}$$

$$V_2 = 9.33 \text{ L}$$

उदाहरण 5.5 : समान ताप और दाब पर 16 g आक्सीजन और 14 g नाइट्रोजन के आयतनों की तुलना कीजिए।

हल :

$$O_2 \text{ के मोलों की संख्या} = 16 \text{ g} / 32 \text{ g mol}^{-1} = 0.5 \text{ mol}$$

$$N_2 \text{ के मोलों की संख्या} = 14 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1} = 0.5 \text{ mol}$$

दोनों गैसों का दाब, ताप और मोलों की संख्या समान है, अतः आवोगाद्रो नियम के अनुसार इनका आयतन भी समान होगा।



पाठगत प्रश्न 5.1

1. अधिकतर गैस का घनत्व द्रव से कम होता है, व्याख्या कीजिए।
2. 0.20 atm दाब पर 500 mL गैस को 10 mL में संपीडित करने के लिए लगाए जाने वाले दाब का परिकलन कीजिए।
3. समान प्रायोगिक परिस्थितियों में आक्सीजन और एक अज्ञात गैस के समान आयतन का द्रव्यमान क्रमशः 2.00 और 1.75 g है। अज्ञात गैस का मोलर द्रव्यमान बताइए।
4. (a) Ne तथा (b) कार्बन डाइऑक्साइड गैसों में किस प्रकार की अंतरा आणविक अन्योन्यक्रियाएं होती हैं।

5.4 आदर्श गैस समीकरण

बॉयल नियम, चार्ल्स नियम और आवोगाद्रो नियम को संयुक्त करने से एक समीकरण प्राप्त होता है जो भिन्न-भिन्न अवस्था में किसी गैस की मात्रा, दाब, आयतन और केल्विन ताप के बीच संबंध स्थापित करता है। इस प्रकार



टिप्पणियाँ

मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ

$$V \propto 1/p \quad \text{स्थिर ताप पर (बॉयल नियम)}$$

$$V \propto T \quad \text{स्थिर दाब पर (चार्ल्स नियम)}$$

$$V \propto n \quad \text{स्थिर ताप और दाब पर (आवोगाद्रो नियम)}$$

इन तीनों व्यंजकों को संयुक्त करके हम लिख सकते हैं :

$$V \propto nT/p \text{ अथवा } pV \propto nT$$

$$\text{या } pV = \text{स्थिरांक} \times nT$$

यदि गैस की मात्रा एक मोल है (अर्थात $n = 1$) तो इस समीकरण के 'स्थिरांक' को **सार्वत्रिक गैस स्थिरांक** या **मोलर गैस स्थिरांक** कहते हैं जिसे R द्वारा निरूपित किया जाता है।

अतः एक मोल गैस के लिए हम इस प्रकार लिख सकते हैं:

$$pV = RT$$

तदनुसार गैस के n मोलों के लिए

$$pV = nRT$$

इसे आदर्श गैस समीकरण कहते हैं। क्योंकि यह केवल उन गैसों पर लागू होता है जो आदर्श गैसों के रूप में व्यवहार करती हैं।

एक गैस के निश्चित द्रव्यमान के लिए हम लिख सकते हैं कि:

$$pV/T = \text{स्थिरांक}$$

$$p_1 V_1/T_1 = p_2 V_2/T_2$$

जिसमें p_1 , V_1 और T_1 एक प्रकार की परिस्थितियों को व्यक्त करते हैं तथा p_2 , V_2 और T_2 दूसरे प्रकार की परिस्थितियों को व्यक्त करते हैं।

समीकरण में प्रयोगात्मक मात्राओं को प्रतिस्थापित करके R का आंकिक मान निकाला जा सकता है। STP पर, $T = 273.15 \text{ K}$, $p = 1 \text{ atm}$ और एक मोल गैस के लिए ($n = 1$), $V = 22.414 \text{ L}$. फलस्वरूप

$$R = pV/nT = (1 \text{ atm}) (22.414 \text{ L}) / (1 \text{ mol}) (273.15 \text{ K})$$

$$= 0.082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

R का मान समीकरण $pV = nRT$ में प्रयुक्त मात्रकों पर निर्भर करता है। इसके विभिन्न मान इस प्रकार हैं:

$$R = 0.082057 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ (परिकलन के लिए } 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ का मान लिया गया है)}$$

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

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

$$R = 1.987 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

उदाहरण 5.6 : 273 K पर एक गैस के 10 मोलों को एक पात्र में रखा गया है जिसका आयतन 224 L है। गैस के दाब का परिकलन कीजिए। $R = 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ को प्रयुक्त कीजिए।

हल: हम आदर्श गैस समीकरण $pV = nRT$ को प्रयुक्त करेंगे।

$$n = 10 \text{ mol}, R = 0.0821 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$V = 224 \text{ L} \quad T = 273\text{K} \quad p = ?$$

समीकरण में मानों को रखने पर

$$p = nRT/V = (10 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273\text{K}) / 224\text{L} = 0.99998 \text{ atm} \approx 1\text{atm}$$

5.5 डाल्टन का आंशिक दाब नियम

जब परस्पर अभिक्रिया न करने वाली दो या अधिक गैसों को एक ही पात्र में रखा जाता है तो उनके व्यवहार को डाल्टन के आंशिक दाब नियम द्वारा प्रस्तुत किया जा सकता है। डाल्टन के नियम के अनुसार:

परस्पर अभिक्रिया न करने वाली गैसों के मिश्रण का कुल दाब मिश्रण में विद्यमान अलग-अलग गैसों के आंशिक दाबों के योग के बराबर होता है।

किसी गैस का आंशिक दाब वह दाब है जो उस गैस को पात्र में अकेले रखने पर होता है। माना हाइड्रोजन गैस के नमूने को एक लिटर आयतन के पात्र में पम्प करने पर उसका दाब 0.065 atm प्राप्त होता है। माना दूसरे एक लिटर के पात्र में आर्गन गैस के नमूने को पम्प करने पर उसका दाब 0.027 atm प्राप्त होता है। यदि इन दोनों गैसों को एक लिटर आयतन के तीसरे पात्र में स्थानान्तरित कर दिया जाए तो उसमें गैसीय दाब 0.092 atm होगा। साधारणतया डाल्टन के नियम को इस प्रकार लिखा जा सकता है।

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

यहाँ p_A, p_B, p_C, \dots क्रमशः A, B, C, गैसों के आंशिक दाब हैं। गैस नियमों के द्वारा प्रत्येक गैस के आंशिक दाब का परिकलन करना आसान है, साथ ही कुल दाब और मिश्रण का संघटन भी ज्ञात किया जा सकता है।

सबसे पहले हम मोल अंश x_A और x_B की परिभाषा देखते हैं-

$$x_A = \frac{n_A}{n} \quad \text{और} \quad x_B = \frac{n_B}{n}$$

यहाँ n_A और n_B क्रमशः A और B गैसों के मोलों की संख्या है और $n = n_A + n_B$.

चूँकि

$$p_A = n_A RT/V, p_B = n_B RT/V \quad \text{और} \quad p = n RT/V,$$

अतः

$$p_A = x_A p \quad \text{और} \quad p_B = x_B p$$



टिप्पणियाँ

मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

किसी गैस मिश्रण का संघटन और कुल दाब ज्ञात हो तो यह आंशिक दाबों को ज्ञात करने की अत्यंत उपयोगी और सरल विधि है।

उदाहरण 5.7 : वायु को मुख्यतः नाइट्रोजन और आक्सीजन का मिश्रण माना जाता है, जिसमें द्रव्यमान की दृष्टि से 76.8% नाइट्रोजन और 23.2% आक्सीजन होती है। यदि कुल दाब 1 atm हो तो प्रत्येक गैस का आंशिक दाब परिकल्पित कीजिए।

हल : प्रत्येक गैस की मोल संख्या:

$$p_{N_2} = 76.8 \text{ g} / 28 \text{ g mol}^{-1} = 2.74 \text{ mol}$$

$$p_{O_2} = 23.2 \text{ g} / 32 \text{ g mol}^{-1} = 0.725 \text{ mol}$$

अतः घटकों के मोल अंश इस प्रकार होंगे:

$$x_{N_2} = \frac{2.74}{2.74 + 0.725} = 0.791 ; x_{O_2} = \frac{0.725}{2.74 + 0.725} = 0.209$$

आंशिक दाब इस प्रकार होंगे:

$$p_{N_2} = 0.791 \times 1 \text{ atm} = 0.791 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = 0.209 \times 1 \text{ atm} = 0.209 \text{ atm}$$

5.6 ग्राहम का विसरण नियम

यदि हम इत्र की बोतल कमरे के एक कोने में खोलें अथवा एक जगह अगरबत्ती जलाएँ तो इस इत्र अथवा अगरबत्ती की सुगंध सारे कमरे में फैल जाती है। यह सुगंधित गैस के हवा में फैल जाने से होता है। एक दूसरे के संपर्क में आने पर गैसों के परस्पर मिश्रित होने को **विसरण** कहते हैं। विसरण द्रव और गैस दोनों में होता है। छोटे छिद्र में से गैस के निकलने को **निस्सरण** कहते हैं, जैसे टायर के पंचर में होता है।

एक पात्र के पार्श्व में बने सूक्ष्म छिद्र में से गैसों के निस्सरण की दर के प्रायोगिक प्रेक्षण से ग्राहम ने 1829 में निम्नलिखित नियम का सूत्रपात किया।

स्थिर ताप और दाब पर किसी गैस की विसरण की दर उनके घनत्व के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है। ग्राहम का नियम गैसों के विसरण और निस्सरण दोनों के लिए लागू होता है।

यदि किसी गैस A के दिए हुए आयतन के निकलने में t_A , लगे और दूसरी गैस B के उतने ही आयतन के निकलने में t_B , समय लगे तो यह निष्कर्ष निकलता है कि:

$$t_A/t_B = (\text{दर})_B / (\text{दर})_A = \sqrt{\rho_A/\rho_B} \quad (\rho_A \text{ तथा } \rho_B \text{ क्रमशः गैस A और B के घनत्व हैं})$$

यदि ताप और दाब समान हो तों अणुओं के द्रव्यमान में जो अनुपात होता है वही अनुपात उन गैसों के घनत्वों में भी होता है।

अतः $t_A/t_B = \text{दर}_B / \text{दर}_A = \sqrt{\rho_A/\rho_B} = \sqrt{M_A/M_B}$ (M_A और M_B क्रमशः A और B गैसों के आपेक्षिक द्रव्यमान हैं।)



पाठगत प्रश्न 5.2

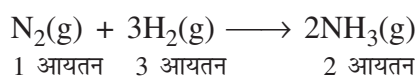
1. विसरण और निस्सरण में अंतर बताइए।
2. स्पष्ट कीजिए कि डाल्टन का नियम अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड गैस के निकाय के लिए क्यों नहीं लागू होता?
3. CO_2 और O_3 की विसरण दर क्रमशः 0.29 और 0.271 हैं। यदि CO_2 का आण्विक द्रव्यमान 44 हो तो O_3 का आण्विक द्रव्यमान निकालिए।
4. आदर्श गैस समीकरण का प्रयोग करते हुए 5.0 मोल CO_2 का 47°C पर 1 लिटर फ्लास्क में दाब परिकलित कीजिए।



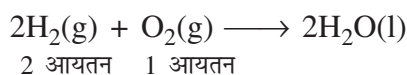
टिप्पणियाँ

5.7 संयोजित आयतनों का गेलूजाक का नियम

यह नियम प्रकट करता है कि किसी रासायनिक अभिक्रिया जिसमें गैस शामिल हो, अभिक्रमों और उत्पादों (यदि कोई हो) के गैसीय आयतन जब अभिक्रिया में एक समान दाब और तापमान की स्थिति में मापा जाता है तो एक दूसरे के साधारण अनुपात में होते हैं



नाइट्रोजन, हाइड्रोजन और अमोनिया के आयतनों के अनुपात 1 : 3 : 2 होते हैं जब इनके आयतनों को एक समान तापमान और दाब पर मापा जाए। इसी प्रकार, अभिक्रिया

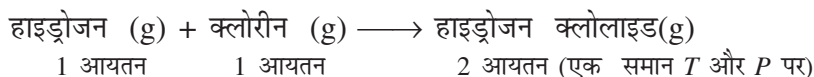


में हाइड्रोजन और आक्सीजन हमेशा आयतनों में 2 : 1 के अनुपात में अभिक्रिया करती हैं।

यह नियम कुछ नहीं है लेकिन निश्चित समानुपात का नियम है जिसका आयतन के पदों में वर्णन किया गया है।

गेलूजाक नियम और अणु का तथ्य

एवोगाद्रो के नियम से पहले एक इसीप्रकार की परिकल्पना बर्जीलियस ने की थी। “एक समान तापमान और दाब की स्थिति में सभी गैसों के एक समान आयतनों में बराबर संख्या में परमाणु होते हैं।” इस परिकल्पना को जब गेलूजाक नियम के साथ संयुक्त करते हैं तो निष्कर्ष निकलता है वह डाल्टन परमाणु सिद्धांत का खंडन करता है। उदाहरण के लिए हाइड्रोजन और क्लोरीन के बीच में गैस प्रवस्था अभिक्रिया से हाइड्रोजन क्लोराइड बनने के बारे में विचार करें





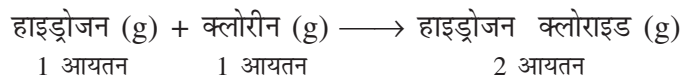
टिप्पणियाँ

गेलूजाक नियम (प्रयोगात्मक परिणाम)

बर्जीलियस परिकल्पना	हाइड्रोजन परमाणुओं की संख्या x	क्लोरीन के परमाणुओं की संख्या x	हाइड्रोजन क्लोराइड यौगिक परमाणुओं की संख्या $2x$
x द्वारा भाजित करने पर	हाइड्रोजन का एक परमाणु	क्लोरीन का एक परमाणु	हाइड्रोजनक्लोराइड के 2 यौगिक परमाणु
2 द्वारा भाजित करने पर	हाइड्रोजन का $\frac{1}{2}$ परमाणु	क्लोरीन का $\frac{1}{2}$ परमाणु	हाइड्रोजन क्लोराइड का 1 यौगिक परमाणु

अणु के विकास से पूर्व भौतिक के सूक्ष्म कण के लिये यौगिक परमाणु शब्द का प्रयोग किया था

इस प्रकार हाइड्रोजन क्लोराइड के एक यौगिक परमाणु में प्रत्येक हाइड्रोजन और क्लोरीन के $\frac{1}{2}$ परमाणु होते हैं। यह डाल्टन सिद्धांत का खंडन करता है जिसके अनुसार परमाणु विखंडनीय होता है। इसलिए हाइड्रोजन क्लोराइड में परमाणु का भाग (प्रत्येक H और Cl के $\frac{1}{2}$ परमाणु) नहीं हो सकते हैं। इस खंडन के कारण एवोगाद्रो ने बर्जीलियस की परिकल्पना में परमाणु स्थान पर अणु का व्यवहार कर बदलाव लाया। एवोगाद्रो के अनुसार तापमान और दाब की एक समान स्थिति में सभी गैसों के एक समान आयतनों में अणुओं की बराबर संख्या होती है। इस नियम का जब पहले दी गई उसी अभिक्रिया पर प्रयोग किया जाता है तो निष्कर्ष में सुधार होता है।

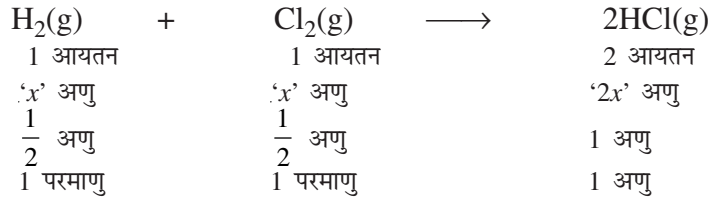


गेलूजाक नियम

एवोगाद्रो नियम	हाइड्रोजन के x अणु	क्लोरीन के x अणु	हाइड्रोजन क्लोराइड के $2x$ अणु
$2x$ से भाजित करने पर	हाइड्रोजन का $\frac{1}{2}$ अणु	क्लोरीन का $\frac{1}{2}$ अणु	हाइड्रोजन क्लोराइड का एक अणु

इस प्रकार हाइड्रोजन क्लोराइड का एक अणु प्रत्येक हाइड्रोजन और क्लोरीन के $\frac{1}{2}$ अणु से बनता है। अणु को द्रव्य (परमाणु या यौगिक) का सबसे छोटा स्थायी कण स्वीकार किया गया। जिसके गुणधर्म परिमाण के रूप में द्रव्य जैसे होते हैं। आगे यह भी सुझाया गया कि एक तत्व के प्रत्येक अणु में तत्व के एक से अधिक परमाणु हो सकते हैं। बाद में अध्ययन के बाद यह पता लगा कि दोनों हाइड्रोजन और क्लोरीन द्विपरमाणु अणुयें हैं और प्रत्येक में दो परमाणु होते हैं। इनके सूत्र क्रमशः H_2 और Cl_2 होते हैं अब $\frac{1}{2}$ अणु का मतलब है कि H या Cl का एक परमाणु। इस प्रकार हाइड्रोजन क्लोराइड का एक

अणु (यौगिक परमाणु की बजाय) हाइड्रोजन और क्लोरीन प्रत्येक के एक परमाणु के द्वारा बनेगा और इसका सूत्र HCl होगा। अब हम अभिक्रिया को इस प्रकार लिख सकते हैं।



इस प्रकार गेलूजाक नियम और एवोगाद्रो नियम ने अणु के तथ्य का समझाया।

5.8 गैसों का अणुगतिक सिद्धांत (गैस नियमों के प्रतिपादन के लिए)

गैसों के व्यवहार की सैद्धांतिक व्याख्या करने के लिए क्लासियस, मैक्सवेल और बोल्ट्ज़मान ने निम्नलिखित अभिधारणाएँ कीं:

- (1) गैसें असंख्य अतिसूक्ष्म कणों से बनी होती हैं जिन्हें अणु कहते हैं।
- (2) ये अणु इतने छोटे और एक दूसरे से इतनी दूर होते हैं कि अणुओं का कुल आयतन गैस द्वारा घिरे कुल आयतन का नगण्य अंश होता है।
- (3) गैस के अणु सतत, तीव्र, अनियमित गति की अवस्था में होते हैं जो एक दूसरे के साथ तथा पात्र की दीवार के साथ टकराते रहते हैं।
- (4) गैस के अणुओं के बीच कोई भी आकर्षण बल अथवा प्रतिकर्षण बल नहीं होता है।
- (5) गैस के अणुओं के आपस में अथवा पात्र की दीवार के साथ होने वाली टक्कर पूरी तरह प्रत्यास्थ होती है जिससे टक्कर के समय कोई ऊर्जा का ह्रास नहीं होता है।
- (6) गैस का दाब पात्र की दीवार पर अणुओं की सतत बमबारी के कारण उत्पन्न होता है।
- (7) गैस की गतिज ऊर्जा उसके केल्विन ताप के समानुपाती होती है। इस मॉडल के आधार पर गैस के लिए निम्नांकित व्यंजकों की व्युत्पत्ति की जा सकती है।

$$pV = \frac{1}{3} m N \overline{C^2}$$

जिसमें p दाब, V आयतन, m गैस के एक अणु का द्रव्यमान, N अणुओं की कुल संख्या और \overline{C} गैस के अणुओं का वर्ग माध्य मूल वेग है।

5.8.1 वर्ग माध्य मूल वेग (Root Mean Square Velocity or RMS वेग)

वर्ग माध्य मूल वेग, सभी अणु वेगों के वर्गों के औसत का वर्गमूल होता है। गणितीय रूप से

$$\text{RMS वेग} = \sqrt{(C_1^2 + C_2^2 + \dots + C_N^2) / N}$$

जिसमें C_1, C_2, \dots, C_N अणु वेग हैं।



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

5.7.2 औसत वेग

इसको इस प्रकार लिखा जाता है।

$$u_{av} = \frac{u_1 + u_2 + \dots + u_N}{N}$$

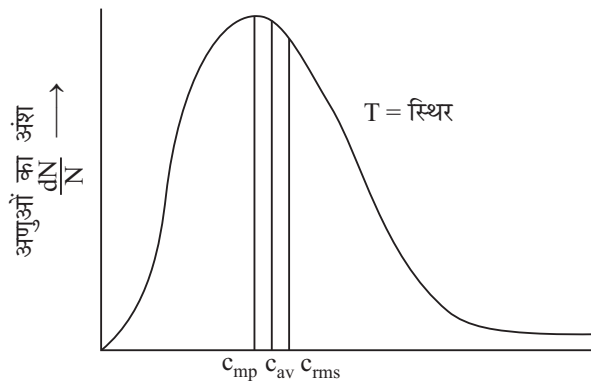
और इस व्यंजक द्वारा दिया जाता है :

$$u_{av} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$$

5.9 अणुगतियों का वितरण

मैक्सवेल के अनुसार गैस में अणुओं की एक विशाल संख्या है तथा ये (अणु) निरंतर आपस में तथा पात्र की दीवारों से टकराते रहते हैं जिससे उनकी चाल और गतिज ऊर्जा में परिवर्तन होता रहता है इसलिए किसी भी समय पर गैस के विभिन्न अणुओं की विभिन्न चालें होती हैं जिसके परिणामस्वरूप भिन्न गतिज ऊर्जाएँ होती हैं। यद्यपि आप्णिक गति में निरंतर परिवर्तन होता है किंतु किसी दिए हुए ताप पर किसी विशिष्ट चाल वाले अणुओं की संख्या का अंश नियत रहता है। यह **मैक्सवेल-बोल्ट्जमान** वितरण नियम (Maxwell-Boltzmann Distribution Law) के नाम से जाना जाता है।

किसी दिए गए ताप पर यह अंश $\frac{dN}{N}$ द्वारा दिया जाता है, यहाँ dN समान चाल वाले अणुओं की संख्या है। और N गैस के कुल अणुओं की संख्या है। दिए गए ताप पर अणुओं के इस अंश को आप्णिक चाल के सम्मुख आरेखित करने पर चित्र 5.10 प्राप्त होता है।



चित्र 5.10 स्थिर तापमान पर अणुओं के वेग का मैक्सवेल वितरण

ऊपर दिये गये चित्र 5.10 अत्यधिक वितरण वक्र है जो कि अणुओं की उच्चतर भाग की गति के संगत है। यह अत्यधिक सम्भावित गति है c_{mp} चित्र में औसत गति c_{av} और मूल मध्य वर्ग गति c_{rms} भी दर्शायी गई है। इस प्रकार की गतियाँ तापमान T और गैस के मोलर द्रव्यमान M से निम्नलिखित से सम्बन्धित होती है।

$$c_{mp} = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$



टिप्पणियाँ

$$C_{av} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$$

$$C_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

इन गतियों का सापेक्षित मान

$$C_{mp} : C_{av} : C_{rms}$$

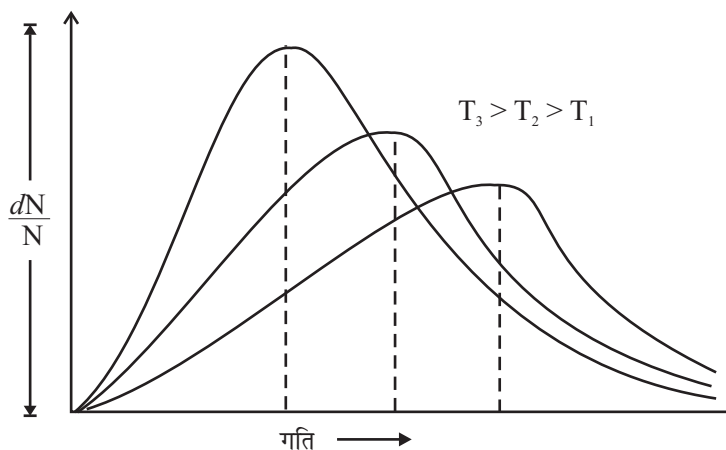
$$1 : 1.13 : 1.22$$

या $0.82 : 0.92 : 1$

किसी भी सम्बन्ध से यह देखा जा सकता है कि इन गैसों की गतियां तापमान T और गैस के द्रव्यमान पर निर्भर करती हैं।

तापमान पर आणविक गति की निर्भरता

चित्र 5.11 में आणविक गति की तापमान पर निर्भरता दर्शायी गई है। तापमान बढ़ाने पर अणुओं के एक अंश की गति बढ़ जाती है और कुछ की घट जाती है। उच्चमान गति की ओर स्थान्तरण हो जाता है लेकिन उसकी ऊँचाई घट जाती है।



चित्र 5.11 : स्थिर ताप पर मैक्सवेल का वेग वितरण

गैस के मोलर द्रव्यमान पर आणविक गति की निर्भरता

एक स्थिर तापमान पर तीन प्रकार की गतियों में से कोई भी गति गैस के मोलर द्रव्यमान के वर्ग मूल के प्रतिलोमानुपाती होती है अर्थात्

$$C_{mp} \propto \sqrt{\frac{1}{M}}$$

मॉड्यूल - 3

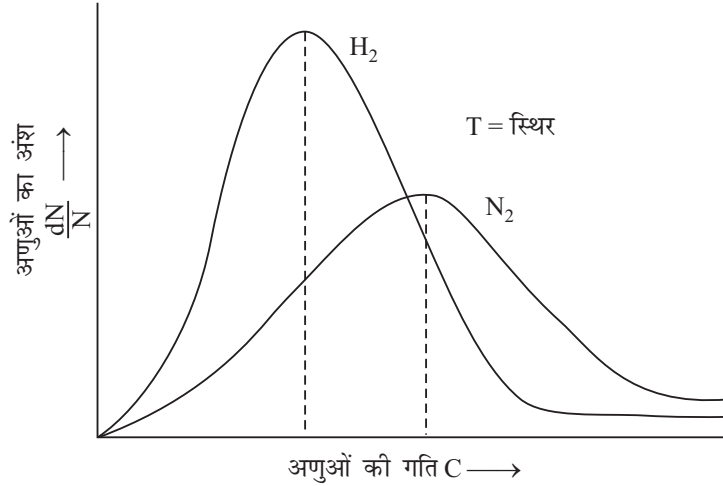
द्रव्य की अवस्थाएँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

इसलिए एक समान तापमान पर सम्भवतया: हल्की गैस की गति भारी गैस की तुलना में अधिक होगी। चित्र 5.12 में H_2 और N_2 गैस का वितरण वक्र दिखाये गये हैं।



चित्र 5.12 वितरण गतियों पर मोलर द्रव्यमान का प्रभाव

5.10 आदर्श गैस व्यवहार से विचलन

ऊपर वर्णन किए गए गैस के नियम केवल आदर्श गैसों के लिए सभी ताप और दाब पर सार्थक होते हैं। वास्तविक गैसों में कम ताप और अधिक दाब पर इन नियमों से विचलन दर्शाती हैं। स्थिर ताप पर $\frac{pV}{nRT}$ को दाब के फलन के रूप में आरेखित करने पर इन विचलनों को दिखाया जा सकता है।

$$\frac{pV}{nRT} = \frac{V_{\text{अवलोक्त}}}{V_{\text{आदर्श}}} = Z \text{ (संपीड्यता गुणक)}$$

इस प्रकार का आलेख चित्रण..... आदर्श गैस व कुछ वास्तविक गैसों के लिये दिया है। यहाँ आप यह समझ सकते हैं कि आदर्श गैस के समीकरण $pV = nTR$ होती है। इसलिये $PV/RT = Z = 1$ होता है। आदर्श गैस के लिये x अक्ष के समान्तर रेखा प्राप्त होती है।

वास्तविक गैसों के लिये विभिन्न रेखायें (Curves) प्राप्त होती हैं।

वास्तविक गैस के व्यवहार का आदर्श गैस के व्यवहार से विचलन मुख्यतः अणुगति सिद्धांत की दो अभिग्रहित धारणाओं के कारणों से है:

1. अणुओं को बिंदु आकार की मात्राएँ माना गया है जिनका आयतन गैस द्वारा घेरे गए आयतन की तुलना में नगण्य है।
2. गैस के अणुओं के बीच कोई आकर्षण बल नहीं होता।

इन धारणाओं के विपरीत (1) अधिक दाब पर गैस द्वारा घेरा गया आयतन नगण्य नहीं होता है। यदि अणुओं के द्वारा घेरा गया आयतन nb हो तो गैस का वास्तविक आयतन $(V - nb)$ होगा। धारणा (2) भी ठीक नहीं है क्योंकि अधिक दाब पर अणुओं की अन्योन्य क्रियाएँ शुरू हो जाती हैं। अणु एक दूसरे को अधिक आकर्षित करते हैं, जिससे पात्र की दीवार पर पड़ने वाले दाब में अंतर आ जाता है।

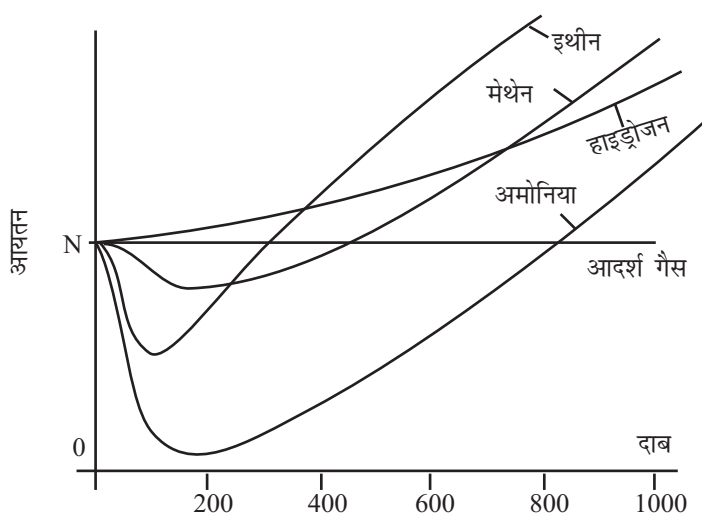
$$P_{\text{आदर्श}} = P_{\text{वास्तविक}} + \frac{an^2}{V^2}$$

($P_{\text{वास्तविक}}$ अवलोकित दाब है और $\frac{an^2}{V^2}$ सुधार पद है)

दाब और ताप के परिवर्तन को ध्यान में रखते हुए, आदर्श गैस समीकरण का स्वरूप हो जाता है:

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

यह समीकरण **वान-डर-वाल्स समीकरण** के नाम से जाना जाता है।



चित्र 5.13 : वास्तविक गैसों के लिए आयतन और दाब का प्लॉट

5.11 गैसों का द्रवीकरण

वायुमंडलीय दाब पर पर्याप्त ठंडा करने से किसी भी गैस का द्रवीकरण हो सकता है। कई गैसों (सभी नहीं) सामान्य ताप पर संघनित करने पर द्रव हो सकती हैं।

सन् 1869 में ऐंड्रू ने सबसे पहले गैसों के द्रवीकरण के लिए ताप और दाब की परिस्थितियों का अध्ययन किया। ऐंड्रू ने CO_2 गैस को विभिन्न तापों पर अलग-अलग दाबों पर अवलोकित



टिप्पणियाँ

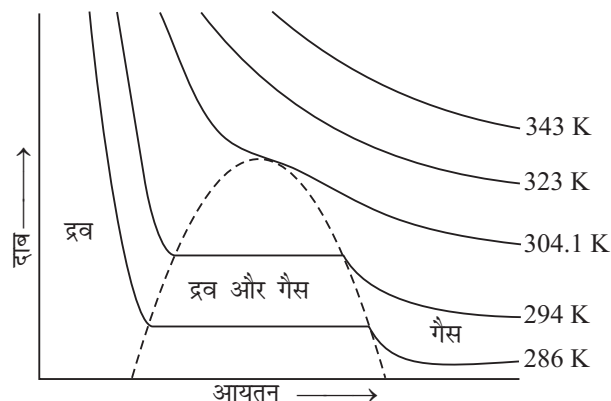
मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

किया, और फिर आयतन पर दाब के प्रभाव का आलेख बनाया। चित्र 5.14 में दिए गए ताप पर मिलने वाला वक्र समतापी कहलाता है। जैसा कि चित्र में देखा जा सकता है, 321K पर, बॉयल नियम के अनुसार दाब बढ़ाने पर आयतन कम होता है। 294K पर आयतन पहले घटता है, जब तक कि दाब 60 atm पर नहीं पहुँच जाता, फिर वक्र में एक क्षैतिज अंश जाता है जो द्रव CO_2 को दर्शाता है। सारी गैस के द्रवित होने तक दाब स्थिर रहता है। तदोपरान्त दाब में कोई भी बदलाव आयतन में कोई परिवर्तन नहीं करता, यह उस नियमानुसार है कि



चित्र. 5.14: कार्बन डाइऑक्साइड के समतापी

द्रवों के संघनन के लिए अत्यधिक उच्च दाब की आवश्यकता होती है। 294K से नीचे तापों पर बनाए गए समतापों में समान बदलाव पाए गए। गैस के द्रवीकरण के लिए ताप के घटाने पर कम दाब की आवश्यकता देखी गई। एंड्रू ने पाया कि 304.1 K के नीचे सभी तापों पर गैस का द्रवीकरण किया जा सकता है, पर इसके ऊपर द्रवीकरण नहीं होता—चाहे दाब कितना भी हो। इस ताप को CO_2 का **क्रांतिक ताप** कहा गया। क्रांतिक ताप पर द्रवीकरण के लिए लगाया जाने वाला दाब **क्रांतिक दाब** कहलाता है। क्रांतिक ताप और दाब पर 1 मोल पदार्थ का आयतन, **क्रांतिक आयतन** कहलाता है।

वह ताप जिसके ऊपर किसी गैस का द्रवीकरण न किया जा सके—चाहे दाब कितना भी हो, क्रांतिक ताप कहलाता है। सारणी 5.2 में कुछ पदार्थों के क्रांतिक ताप और दाब दिए गए हैं।

सारणी 5.2 : कुछ पदार्थों के क्रांतिक ताप तथा दाब

पदार्थ	क्रांतिक ताप (K)	क्रांतिक दाब (atm)
जल, H_2O	647	217.7
सल्फर डाइऑक्साइड, SO_2	430	77.7
अमोनिया, NH_3	406	112.5
हाइड्रोजन क्लोराइड, HCl	324	81.6
कार्बन डाइऑक्साइड, CO_2	304	73.0
ऑक्सीजन, O_2	154	49.7
नाइट्रोजन, N_2	126	33.5
हाइड्रोजन, H_2	33	12.8



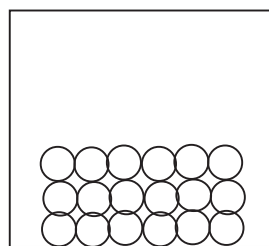
पाठगत प्रश्न 5.3

1. किन परिस्थितियों में वास्तविक गैसें, आदर्श गैसों की तरह व्यवहार करती हैं?
2. वान-डर-वाल्स समीकरण में कौन सा पद आण्विक आयतन के लिए है?
3. 20°C ताप और 1atm दाब पर एक बंद पात्र में रखी ओज़ोन की वर्ग-माध्य मूल चाल परिकलित कीजिए।
4. संपीड्यता (गुणक) क्या है?

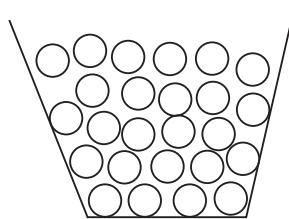
5.12 द्रवों का स्वभाव

चित्र को ध्यान से देखिए इसमें पदार्थ की तीनों अवस्थाओं के आण्विक विन्यास को दिखाया गया है। आपने क्या अंतर देखा?

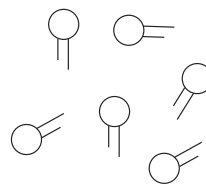
चित्र 5.15a में आप देखेंगे कि अणु दूर-दूर हैं। गैसीय अवस्था को इस विन्यास से दिखाया जा सकता है। द्रव अवस्था (चित्र 5.15 b) में गैसीय अवस्था की तुलना में अणु पास-पास हैं। आप देखेंगे कि द्रव के अणुओं के बीच बहुत कम जगह है किन्तु अणुओं के विन्यास में कोई क्रम नहीं है। इसके अलावा हम कह सकते हैं कि ये अणु इधर-उधर गति कर सकते हैं लेकिन गैसों की अपेक्षा इनकी गति बहुत कम होती है। फिर भी ये अणु गैसीय अवस्था के अणुओं की तरह आपस में टकरा सकते हैं। आपको याद होगा कि गैसों में अणुओं के बीच बहुत कम आकर्षण होता है परन्तु गैस अवस्था की अपेक्षा द्रव अवस्था में अणुओं में परस्पर आकर्षण अपेक्षाकृत अधिक होता है जो अणुओं के संपुंजन के लिए पर्याप्त होता है। इसके विपरीत ठोस पदार्थों में (चित्र 5.15a) आप देखेंगे कि अणु एक दूसरे के बहुत निकट होते हैं। ठोस अवस्था एक सुव्यवस्थित अवस्था होती है और इसमें अंतराण्विक बल बहुत प्रबल होता है। आप पाठ 8 में ठोसों के बारे में अधिक जानकारी प्राप्त करेंगे। आप कह सकते हैं कि अत्यंत दुर्बल अंतराण्विक बलों के कारण गैसों में पूरी अव्यवस्था रहती है, जबकि ठोसों में प्रबल अंतराण्विक बलों के कारण पूर्ण व्यवस्था रहती है। द्रव, गैस और ठोस अवस्थाओं के बीच आते हैं। द्रवों में कुछ गैस अवस्था की स्वतंत्रता और कुछ ठोस अवस्था की व्यवस्था होती है। द्रवों के अंतराण्विक बल अणुओं को पुंज रूप में रखने के लिए पर्याप्त हैं किन्तु उन्हें पूर्ण व्यवस्थित रखने के लिए पर्याप्त नहीं होते हैं।



(a)



(b)



(c)

चित्र 5.15: (a) ठोसों (b) द्रवों तथा (c) गैसों में अणुओं की व्यवस्था



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

5.13 द्रवों के गुणधर्म

इस भाग में आप द्रवों के गुणधर्मों को उनके वर्तमान आण्विक व्यवस्था तथा अंतराण्विक बल के संदर्भ में सीखेंगे। उदाहरण स्वरूप हम द्रवों के कुछ गुणधर्मों पर विचार करेंगे।

5.13.1 आयतन और आकार

आपको याद होगा कि द्रव (जैसे जल) जिस पात्र में रखा जाता है उसी का आकार ग्रहण कर लेता है किन्तु उसका एक निश्चित आयतन होता है। आप द्रव के निश्चित आयतन और परिवर्ती आकार की व्याख्या कैसे कर सकते हैं? द्रवों में आर्कषण बल अणुओं को एक निश्चित सीमा में गतिशील रखने के लिए तो पर्याप्त प्रबल होते हैं, लेकिन वे इतने प्रबल नहीं होते कि उन्हें निश्चित स्थिति में रखा जा सके। द्रवों के अणु चारों ओर गतिशील होते हैं जिससे वे उस पात्र का आकार ग्रहण कर लेते हैं जिसमें उन्हें रखा जाता है।

5.13.2 संपीड्यता

किसी पदार्थ की संपीड्यता बल लगाए जाने पर उसके सिकुड़ जाने की क्षमता होती है। आइए, निम्नलिखित क्रियाकलाप द्वारा द्रवों की संपीड्यता का अध्ययन करें।



क्रियाकलाप 5.1

उद्देश्य: जल की संपीड्यता का अध्ययन करना।

क्या चाहिए: एक 5 mL वाली सिरिंज और जल।

क्या करना है:

- सिरिंज के प्लंजर को बाहर खींच कर उसमें जल भरें।
- जल का आयतन नोट करें।
- सिरिंज के तुंड को उंगली से बन्द करके प्लंजर को दबाएँ।

क्या देखें:

प्लंजर को दबाते समय सिरिंज में पानी के आयतन को नोट करें। क्या पानी का आयतन बदलता है? आप देखेंगे कि उसमें कोई परिवर्तन नहीं होता है।

उपरोक्त क्रियाकलाप स्पष्ट रूप से दर्शाता है कि

द्रव प्रायः असंपीड्य होते हैं, क्योंकि उनके अणुओं के बीच रिक्त स्थान बहुत कम होता है। इसके विपरीत गैस बहुत अधिक संपीड्य होती है क्योंकि उसके अणुओं के बीच में रिक्त स्थान काफी होता है।

गैसों और द्रवों के रिक्त स्थानों के अधिक अंतर को इस तथ्य से भी प्रमाणित किया जा सकता है कि किसी पदार्थ की एक मात्रा की द्रव अवस्था का आयतन उसकी गैस अवस्था के आयतन से 100-1000 गुना कम होता है।

5.13.3 विसरण

किसी पदार्थ के अधिक सांद्रण वाले भाग से कम सांद्रण वाले भाग में फैलने के प्रक्रम को विसरण कहते हैं। आइए, निम्नलिखित क्रियाकलाप द्वारा द्रवों के विसरण की परिघटना का अध्ययन करते हैं।



क्रियाकलाप 5.2

उद्देश्य : जल के द्वारा विसरण की परिघटना का अध्ययन

क्या चाहिए:

एक गिलास, पानी, नीली स्याही, ड्रापर

क्या करना है:

- (i) गिलास में थोड़ा पानी लें।
- (ii) ड्रापर के द्वारा नीली स्याही की कुछ बूंदें पानी में मिलाएँ।

क्या देखें:

गिलास में पानी और स्याही को देखें।

प्रारंभ में स्याही पानी में नहीं मिलेगी। कुछ समय पश्चात वह धीरे-धीरे फैलना शुरू करेगी। कुछ घंटों बाद गिलास का सारा पानी स्याही के पानी में संपीडन के कारण रंगीन हो जाएगा।

उपर्युक्त क्रियाकलाप प्रदर्शित करता है कि द्रवों में विसरण होता है। ऐसा क्यों होता है? क्योंकि दोनों द्रवों के अणु गतिशील होते हैं, अतः विसरण में सहायता करते हैं।

5.13.4 वाष्पन

आप जानते हैं कि यदि किसी खुले पात्र में जल रख दिया जाए तो वह धीरे-धीरे वाष्प में बदल जाता है और अंत में पात्र सूख जाता है। द्रव के वाष्प में बदलने के प्रक्रम को वाष्पन कहते हैं। यह द्रवों के हिमांक से क्वथनांक तक के सभी तापों पर होता रहता है।

सामान्य ताप पर भी द्रव के कुछ अणु उच्च वेग से गति करते हैं, अतः इन अणुओं की उच्च गतिज ऊर्जा होती है। वे द्रव के अणुओं के आकर्षण बलों को पराभूत करके द्रव की सतह से



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

बाहर निकल जाते हैं। द्रव की वाष्पन-दर अनेक कारकों पर निर्भर करती है। उदाहरणार्थ, अधिक पृष्ठ क्षेत्रफल से वाष्पन ज्यादा जल्दी होगा। गीले कपड़ों को जल्दी सुखाने के लिए कपड़ों को फैलाकर हम पृष्ठ क्षेत्रफल बढ़ा देते हैं। यदि हम द्रव को गर्म करते हैं तो वाष्पन तेजी से होता है। गीले कपड़े धूप में जल्दी सूखते हैं। ताप बढ़ाने से द्रव के अणुओं की गतिज ऊर्जा बढ़ जाती है जिससे द्रव जल्दी वाष्पित होता है। नहाने के बाद हमें ठंडा लगता है, हम ऐसा क्यों महसूस करते हैं? ऐसा इसलिए क्योंकि वाष्पन के लिए पानी हमारे शरीर से ऊष्मा लेता है और हमें ठंडा लगता है।

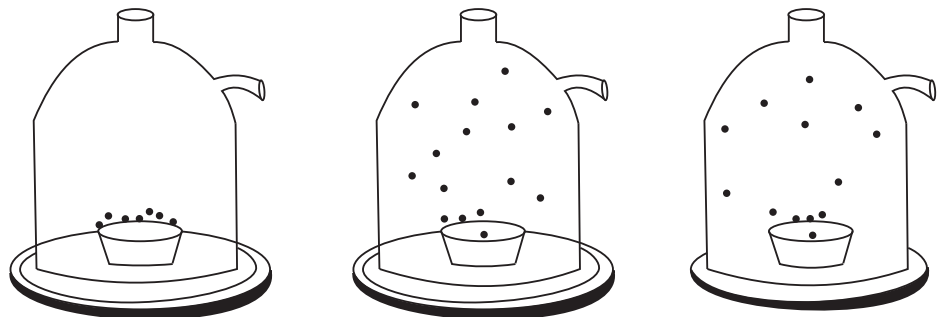
आइए, अब हम दो द्रवों के वाष्पन दर की तुलना करें। उदाहरण के लिए हम जल और एल्कोहल लेते हैं। इन दोनों में से कौन-सा द्रव तेजी से वाष्पित होता है? आपने देखा होगा कि एल्कोहल अधिक तीव्रतापूर्वक वाष्पित होता है। ऐसा क्यों होता है? द्रव में से निकलने वाले अणुओं की संख्या उसमें विद्यमान अणुओं के आकर्षण बल पर निर्भर करती है। जब वे बल प्रबलतर होते हैं तो कम अणु बाहर निकलते हैं। जल की अपेक्षा एल्कोहल में ये आकर्षण बल दुर्बल होते हैं। इसलिए जल की अपेक्षा एल्कोहल अधिक सरलता से वाष्पित होता है।

5.14 वाष्प दाब और क्वथनांक

पिछले भाग में आपने पढ़ा कि खुले पात्र में रखने पर द्रव वाष्पित होते हैं। समान अवस्थाओं में विभिन्न द्रव भिन्न मात्रा में वाष्पित होते हैं। द्रव के वाष्पन की मात्रा उसके वाष्प दाब की मदद से मापी जा सकती है। इस भाग में हम वाष्प दाब और द्रव के क्वथनांक के विषय में पढ़ेंगे।

5.14.1 द्रव का वाष्प दाब

आप जानते हैं कि किसी खुले पात्र में रखा द्रव पूरी तरह वाष्पित हो जाता है। यदि द्रव को किसी बंद पात्र में, जैसे ढक्कन लगी बोटल में वाष्पित होने दिया जाए, तो वाष्पन प्रारंभ होता है, परन्तु कुछ समय बाद द्रव के तल में हो रहा परिवर्तन रुक जाता है। आइए, इसे समझने का प्रयास करें। बंद पात्र में द्रव पृष्ठ से वाष्पित हो रहे अणु सीमित स्थान में रहते हैं। ये अणु आपस में



प्रारंभ में अणुओं का वाष्पन

कुछ समय पश्चात् संघनन प्रारंभ होता है

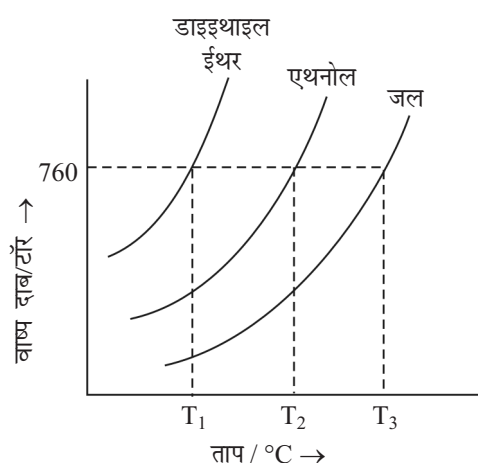
वाष्पन और संघनन की दर साम्यावस्था में समान हो जाती है

चित्र 5.16 : रिक्त जार के नीचे साम्यावस्था (वाष्प द्रव) संस्थापित करना



टिप्पणियाँ

टकराकर अथवा वायु के अणुओं से टकराकर पुनः द्रव की सतह में वापस चले जाते हैं। इसे संघनन कहते हैं। आरंभ में संघनन की दर से वाष्पन की दर अधिक होती है लेकिन जैसे-जैसे द्रव की सतह के ऊपर अणु एकत्रित होने लगते हैं संघनन की दर बढ़ने लगती है। कुछ समय बाद वाष्पन और संघनन की दरें समान हो जाती हैं और साम्यावस्था प्राप्त हो जाती है (चित्र 5.16)। ऐसी स्थिति में द्रव के ऊपर वाष्प में अणुओं की संख्या स्थिर हो जाती है। ये अणु द्रव की सतह पर दाब डालते हैं और इस दाब को साम्यावस्था वाष्प दाब अथवा संतृप्त वाष्प दाब अथवा केवल वाष्प दाब कहते हैं (चित्र 5.16)। किसी विशेष ताप पर द्रव के वाष्प दाब का विशिष्ट मान होता है। उदाहरण के लिए 20°C पर जल का वाष्प दाब 17.5 टॉर और बेन्जीन का वाष्प दाब 75.00 टॉर होता है। ताप के बढ़ने से द्रव का वाष्प दाब बढ़ जाता है। ऐसा इसलिए होता है क्योंकि ताप बढ़ाने से और अधिक अणुओं में आकर्षण बल को पराभूत करने योग्य ऊर्जा आ जाती है और वे सतह से निकलकर वाष्प बना देते हैं। वाष्प दाब और ताप का ग्राफ वाष्प दाब वक्र कहलाता है। चित्र 5.17 में कुछ द्रवों के वाष्प दाब वक्र दिखाए गए हैं।



चित्र 5.17 कुछ द्रवों के वाष्प दाब वक्र

यदि हम बंद पात्र में से कुछ वाष्प निकाल दें तो क्या होगा? क्या द्रव का वाष्प दाब कम हो जाएगा, बढ़ जाएगा अथवा स्थिर रहेगा? उक्त ताप पर वाष्प दाब स्थिर रहेगा। वाष्प निकालने के बाद आरम्भ में तो वाष्प दाब कम होगा परन्तु साम्यावस्था बनाए रखने के लिए शीघ्र ही कुछ द्रव वाष्पित हो जाएगा अतः उक्त विशिष्ट ताप पर वाष्प दाब स्थिर रहेगा।

5.14.2 क्वथन

आपने देखा होगा कि जब किसी पात्र में जल गरम किया जाता है तो उसकी तली में बुलबुले बनने लगते हैं। उसे अधिक गरम करने पर अधिक बुलबुले बनने लगते हैं। ये बुलबुले किस पदार्थ के बने होते हैं? आरंभ में ये हवा के बने होते हैं जो ताप के बढ़ने पर द्रव से बाहर निकल जाती है। कुछ समय बाद संपूर्ण द्रव में वाष्प के बुलबुले बनने लगते हैं। ये जल वाष्प के बुलबुले ऊपर उठकर सतह पर टूट जाते हैं। ऐसी स्थिति आने पर हम कहते हैं कि द्रव का क्वथन हो रहा



टिप्पणियाँ

है। द्रव में बुलबुले ऊपर उठकर तभी टूटते हैं जब द्रव का वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के बराबर होता है।

जिस ताप पर क्वथन होता है उसे द्रव का क्वथनांक कहते हैं। इस ताप पर द्रव का वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के बराबर होता है। अतः क्वथनांक, वायुमंडलीय दाब पर निर्भर करता है। उदाहरण के लिए 760 टॉर पर जल का क्वथनांक 100°C होता है और 700 टॉर पर जल का क्वथनांक 97.7°C होता है।

जिस ताप पर द्रव का वाष्प दाब मानक वायुमंडलीय दाब या 760 टॉर के बराबर होता है उसे द्रव का सामान्य क्वथनांक कहते हैं।

किसी द्रव का क्वथनांक उसकी प्रकृति पर निर्भर करता है। अधिक वाष्पशील द्रव, कम वाष्पशील द्रव की तुलना में कम ताप पर क्वथन करेगा। आप चित्र 7.3 में देख सकते हैं कि जल की तुलना में डाइइथाइल ईथर बहुत कम ताप पर क्वथन करता है क्योंकि वह बहुत वाष्पशील द्रव है। एथनोल का क्वथनांक डाइइथाइल ईथर और जल के क्वथनांक के बीच में होता है। वाष्प दाब अथवा क्वथनांक द्रव के अणुओं के बीच आकर्षण बल का अनुमान देते हैं। कम क्वथनांक वाले द्रवों में अधिक क्वथनांक वाले द्रवों की अपेक्षा दुर्बल आकर्षण बल होते हैं।

आप किसी द्रव का उसके सामान्य क्वथनांक के अलावा अन्य किसी ताप पर भी क्वथन कर सकते हैं। कैसे? सिर्फ द्रव के ऊपर दाब को बदल कर ऐसा किया जा सकता है। यदि आप दाब बढ़ाते हैं तो आप क्वथनांक बढ़ाते हैं और यदि आप दाब घटाते हैं तो आप क्वथनांक कम करते हैं। पहाड़ों पर वायुमंडलीय दाब कम होता है अतः जल का क्वथनांक भी कम हो जाता है। पहाड़ों पर रहने वाले लोगों को खाना पकाते समय इस समस्या का सामना करना पड़ता है। इसलिए वे प्रेशर कुकर का प्रयोग करते हैं। प्रेशर कुकर में खाना जल्दी क्यों पक जाता है? प्रेशर कुकर का ढक्कन जल वाष्पों को बाहर जाने नहीं देता है। गरम करने पर जल वाष्प प्रेशर कुकर के अन्दर जमा हो जाती है और कुकर के अन्दर का दाब बढ़ जाता है। इससे जल अधिक ताप पर उबलता है और खाना जल्दी बन जाता है।

5.14.3 वाष्पन और क्वथन

वाष्पन और क्वथन, दोनों में द्रव वाष्प में परिवर्तित होता है इसलिए दोनों समान लगते हैं। किन्तु दोनों में कुछ अंतर हैं। वाष्पन सभी तापों पर, द्रव के हिमांक से क्वथनांक तक होता है जबकि क्वथन एक विशिष्ट ताप पर ही यानि क्वथनांक पर ही होता है। वाष्पन धीमा, पर क्वथन बहुत तेज प्रक्रम है। वाष्पन द्रव के केवल पृष्ठ पर होता है पर क्वथन सारे द्रव में होता है। वाष्पन और क्वथन के ये अंतर सारणी 5.5 में दिए गए हैं।

सारणी 5.3 : वाष्पन और क्वथन के बीच अंतर

क्र. सं.	वाष्पन	क्वथन
1.	यह सब तापों पर होता है	यह एक विशिष्ट ताप पर होता है
2.	यह धीमा प्रक्रम है	यह तेज प्रक्रम है
3.	यह केवल द्रव के पृष्ठ पर होता है	यह पूरे द्रव में होता है



पाठगत प्रश्न 5.4

1. निम्नलिखित वाक्यों का मिलान कीजिए:

कालम I

कालम II

- | | |
|----------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------|
| (i) द्रवों का निश्चित आयतन होता है। | (A) द्रवों के अणु चारों ओर गति करते हैं। |
| (ii) द्रव जिस पात्र में होते हैं, उसका आकार ग्रहण कर लेते हैं। | (B) द्रवों के अणु बहुत पास होते हैं और उनके बीच बहुत कम स्थान खाली होता है। |
| (iii) द्रवों की संपीड्यता बहुत कम होती है। | (C) द्रवों में अंतराण्विक बल इतना प्रबल होता है कि उनके अणु एक निश्चित सीमा में गति कर सकें। |

2. जब किसी द्रव को क्वथन शुरू होने तक गर्म किया जाता है –

- (i) प्रारंभ में जो बुलबुले पात्र की तली और पात्र की दीवारों के साथ होते हैं, वे किसके बने होते हैं?
- (ii) उबलते द्रव में बनने वाले बड़े बुलबुले किसके हैं?

3. द्रव अ, ब और स क्रमशः 65°C, 120°C और 90°C पर क्वथन करते हैं। इन्हें अंतराण्विक बल के घटते क्रम में लिखिए।



5.14 पृष्ठ तनाव

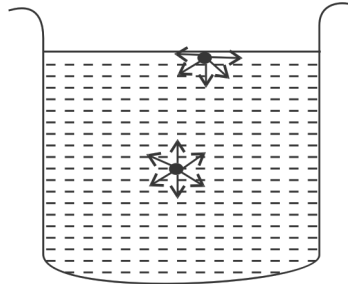
अंतराण्विक बलों का एक नाटकीय प्रभाव द्रव एक अन्य गुणधर्म के रूप में दिखाते हैं, उसका नाम है **पृष्ठ तनाव**। द्रव के अंदर का कोई भी अणु, पड़ोसी अणुओं के साथ चारों ओर से बराबर का आकर्षण बल लगने के कारण, नेट कोई बल महसूस नहीं करता। दूसरी ओर द्रव के पृष्ठ का अणु, पृष्ठ के अन्य अणुओं अथवा पृष्ठ के नीचे के अणु द्वारा अन्दर की ओर खिंचाव महसूस करता है (चित्र 5.18)। परिणामतः पृष्ठ पर तनाव हो जाता है जैसे कि द्रव को खिंची त्वचा (अथवा खिंची झिल्ली) से ढका गया हो। यह परिघटना **पृष्ठ तनाव** कहलाती है। **मात्रात्मक दृष्टि से पृष्ठ तनाव वह बल है जो द्रव के पृष्ठ पर खिंची एक काल्पनिक रेखा की इकाई लम्बाई पर लम्बवत और द्रव की ओर लगता है।** जैसा कि चित्र 5.19 में दिखाया गया है, इसे ग्रीक अक्षर 'गामा' γ से निरूपित किया जाता है। इसका SI मात्रक है न्यूटन प्रति मीटर ($N m^{-1}$) और CGS मात्रक है डाइन प्रति सेमी. (डाइन सेमी⁻¹)। दोनों मात्रकों का संबंध इस प्रकार प्रकार है: $1 N m^{-1} = 10^3 \text{ dyne cm}^{-1}$



टिप्पणियाँ

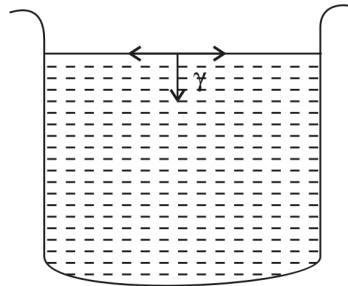


टिप्पणियाँ



चित्र 5.18: सतह पर तथा द्रवों के आयतन में अणुओं पर बल कार्य करते हैं

किसी द्रव के पृष्ठ अणु एक स्थिर अंतरमुखी बल का अनुभव करते हैं इसलिए इन अणुओं की ऊर्जा द्रव के अंदर उपस्थित अणुओं से अधिक होती है। इस कारण से द्रव अपने पृष्ठ पर कम से कम अणु रखते हैं। ऐसा वे अपने पृष्ठ क्षेत्रफल को अल्पतम रख कर करते हैं। पृष्ठ क्षेत्रफल बढ़ाने के लिए पृष्ठ पर अणुओं को बढ़ाना पड़ेगा, ऐसा केवल ऊर्जा देने या कार्य करने से हो सकता है। **इकाई मात्रा में पृष्ठ क्षेत्रफल बढ़ाने के लिए दी गई ऊर्जा (या किया गया कार्य) पृष्ठ ऊर्जा कहलाती है।** इसका मात्रक जूल प्रति वर्ग मीटर, $J m^{-2}$ अथवा $N m^{-1}$ है (क्योंकि $1J = 1N m$)। अतः विमा के अनुसार, पृष्ठ तनाव और पृष्ठ ऊर्जा समान मात्राएँ हैं और इनका सांख्यिक मान भी समान होता है।



चित्र 5.19: द्रव की सतह पर पृष्ठ तनाव बल का कार्य करना

ताप का प्रभाव

ताप बढ़ाने से द्रव का पृष्ठ तनाव कम होता है। क्रांतिक ताप पर बिल्कुल गायब हो जाता है। ऐसा निम्नलिखित दो कारणों से होता है:

- गर्म करने पर द्रव फैल जाता है, इससे अंतराण्विक दूरियाँ बढ़ जाती हैं।
- गर्म करने पर, अणुओं की औसत गतिज ऊर्जा अर्थात उनका अव्यवस्थित गतिक्रम बढ़ जाता है।

इन दोनों कारणों से अंतराण्विक बल कमजोर हो जाते हैं और पृष्ठ तनाव कम हो जाता है।

पृष्ठ क्रियाशील विलेयों का प्रभाव

वे विलेय जो द्रव के अंदर ना जाकर पृष्ठ पर ही सांद्रित होते हैं उन्हें पृष्ठ क्रियाशील विलेय अथवा **पृष्ठ सक्रियक** कहते हैं। इसका एक उदाहरण एल्कोहल है। इनको मिलाने से द्रव का

पृष्ठ तनाव कम हो जाता है। साबुन और अपमार्जकों की सफाई की क्रिया इसी तथ्य पर आधारित है।

पृष्ठ तनाव के कुछ प्रभाव

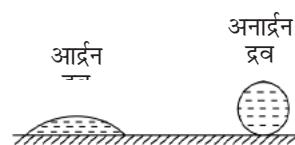
द्रवों के कुछ रोचक और आवश्यक गुणधर्म पृष्ठ तनाव के कारण होते हैं। आइए कुछ का अध्ययन करें:

(i) द्रव की बूंदों का गोलतः आकार

आप पढ़ चुके हैं कि द्रव अल्पतम पृष्ठ क्षेत्रफल रखते हैं। दिए गए आयतन के लिए अल्पतम पृष्ठ क्षेत्रफल वाला ज्यामितीय आकार गोलतः होता है। अतः, यदि कोई बाहरी बल कार्य नहीं कर रहा हो तो द्रव स्वतः ही गोलतः बूंद बनाते हैं। बारिश की बूंदें हवा के घर्षण के कारण विकृत गोलतः आकार की हो जाती हैं।

(ii) आर्द्रन और अनार्द्रन गुणधर्म

जब एक द्रव की बूंद ठोस सतह पर रखी जाती है तो वह गुरुत्वाकर्षण बल के कारण फैल कर एक पतली परत बना लेती है (चित्र 7.6)। ऐसा द्रव आर्द्रन द्रव कहलाता है। ज्यादातर द्रव इसी प्रकार के होते हैं। उदाहरण के लिए पानी अथवा एल्कोहल की बूंदें शीशे की सतह पर फैल जाती हैं। कुछ द्रव अलग तरह से व्यवहार करते हैं। शीशे की सतह पर मरकरी की बूंद नहीं फैलती (चित्र 5.20)। ऐसे द्रव अनार्द्रन द्रव कहलाते हैं।



चित्र 5.20: ठोस की सतह पर आर्द्रन और अनार्द्रन द्रव

द्रव की आर्द्रन या अनार्द्रन प्रकृति, दो तरह के बलों पर निर्भर करती है। द्रव के अणुओं के बीच अंतराण्विक बल, कोहीसिव बल कहलाता है जबकि द्रव और ठोस (जिसकी सतह पर द्रव बिंदु है) के अणुओं के बीच अंतराण्विक बल एडहीसिव बल कहलाता है। यदि एडहीसिव बल, कोहीसिव बल की तुलना में प्रबल है तब द्रव की आर्द्रन प्रकृति होगी और जब कोहीसिव बल, एडहीसिव बल से प्रबल है तब द्रव उस विशिष्ट ठोस सतह के प्रति अनार्द्रन प्रकृति का होगा।

(iii) कैपिलरी क्रिया

आइए निम्नलिखित क्रियाकलाप करें।



क्रियाकलाप 5.3

उद्देश्य : कोशिका क्रिया का अध्ययन करना

क्या चाहिए:

ग्लास की कोशिका नली, पानी, मरकरी, दो पैट्री डिश

टिप्पणियाँ



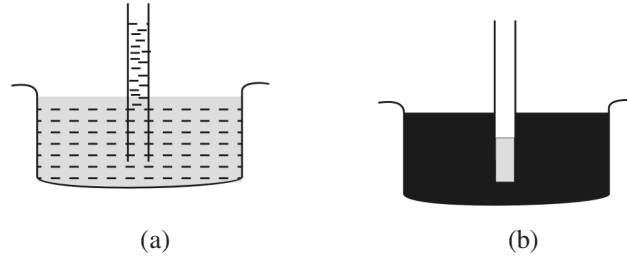
टिप्पणियाँ

क्या करना है:

- (i) एक पेट्री डिश में पानी लें।
- (ii) 3-4 सेमी. लम्बी कोशिका नली का एक सिरा उसमें डुबाएँ।
- (iii) दूसरी पेट्री डिश में मरकरी लें।
- (iv) दूसरी 3-4 सेमी. लम्बी कोशिका का एक सिरा उसमें डुबाएँ।

क्या देखें:

दोनों कोशिकाओं में पानी और मरकरी के तल का अवलोकन करें। क्या वह पेट्री डिश के द्रव के तल के ऊपर है या नीचे?



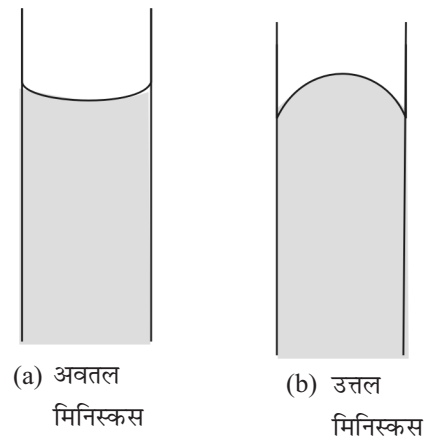
चित्र 5.21: कोशिका क्रिया

आप देखेंगे कि चित्र 5.21(a) की तरह पानी कोशिका में ऊपर चढ़ गया है। दूसरी तरफ मरकरी में डूबी कोशिका में तल चित्र 5.21 (b) की तरह गिर गया है।

कोशिका में द्रव के चढ़ने या गिरने की परिघटना को कोशिका क्रिया कहते हैं। पानी कोशिका में आर्द्रन प्रकृति के कारण चढ़ेगा, क्योंकि यहाँ कोहीसिव बल से एडहीसिव बल प्रबल है। पानी कोशिका में चढ़ कर शीशे की दीवार के साथ स्पर्श क्षेत्रफल बढ़ाता है। मरकरी शीशे के सापेक्ष अनार्द्रन है, इसका कोहीसिव बल, एडहीसिव बल से प्रबल है। इसलिए स्पर्श क्षेत्रफल अल्पतम करने के लिए यह कोशिका में अवसादित हो जाता है।

(iv) वक्र मिनिस्कस

जब पानी जैसा कोई आर्द्रन द्रव शीशे की नली में लिया जाता है तो वह अपना स्पर्श क्षेत्रफल बढ़ाने के लिए दीवारों के साथ चढ़ जाता है। इससे द्रव का तल (मिनिस्कस) वक्र हो जाता है। यह अवतल वक्र (चित्र 5.21) बनाता है। मरकरी जैसा अनार्द्रन द्रव शीशे की नली में लेने पर, अपना स्पर्श क्षेत्रफल कम करने के लिए दीवार के साथ अवसादित हो जाता है। इसका मिनिस्कस (चित्र 5.22) की तरह अतल हो जाता है।



चित्र 5.22: द्रव का मिनिस्कस वक्र

5.15 श्यानता (विस्कासिता)

हर द्रव में प्रवाह की क्षमता होती है। ऐसा इसलिए क्योंकि द्रव के अणुओं में गति होती है, किन्तु एक सीमित स्थान में ही होती है। पानी पहाड़ी से नीचे जाता है। गुरुत्वाकर्षण बल के कारण, अथवा पम्प किए जाने पर पाइप में बहता है। द्रव के प्रवाह के लिए किसी बाहरी बल की आवश्यकता होती है। कुछ द्रव जैसे ग्लिसरोल या शहद धीरे प्रवाह करते हैं जबकि अन्य जैसे पानी या एल्कोहल तेजी से प्रवाह करते हैं। यह अंतर प्रवाह के प्रति आंतरिक घर्षण के कारण होता है। इसे श्यानता कहते हैं। अधिक श्यानता वाले द्रव जैसे ग्लिसरोल या शहद धीरे प्रवाह करते हैं क्योंकि वे अधिक विस्कस होते हैं। जल और एल्कोहल की विस्कसिता कम होती है और वे कम विस्कस होते हैं, वे तेजी से प्रवाह करते हैं।



ठोस का पृष्ठ

चित्र 5.23: द्रव का विभिन्न परतों में प्रवाह

विस्कसिता अंतराण्विक बल से संबंधित होती है। प्रबल अंतराण्विक बल वाले द्रव अधिक विस्कस होते हैं। आइए, इसे चित्र 5.23 की सहायता से समझें। जब एक द्रव अपरिवर्तित रूप से प्रवाहित हो रहा हो, तो वह परतों में प्रवाह करता है, एक परत दूसरी परत पर फिसलती जाती है। इसे **स्तरीय प्रवाह** कहते हैं। जब एक स्थिर क्षैतिज तल पर से एक द्रव अपरिवर्तित रूप से प्रवाहित हो रहा हो, तो सतह के बिल्कुल साथ संलग्न परत एडहीसिव बल के कारण स्थिर होती है। जैसे-जैसे स्थिर सतह से दूरी बढ़ती है, परतों का वेग बढ़ता जाता है। अतः अलग-अलग परतें अलग वेग से प्रवाह करती हैं। अंतराण्विक बलों (कोहीसिव बल) के कारण प्रत्येक परत साथ वाली परत से घर्षण बल अनुभव करती है। दो परतों के बीच यह घर्षण बल, f निम्नलिखित पर निर्भर करता है

(i) दोनों के बीच स्पर्श क्षेत्रफल A

(ii) परतों के बीच दूरी, dx

(iii) परतों के बीच वेग का अंतर, du

ये आपस में संबंधित हैं:

$$f = \eta A \frac{du}{dx}$$

यहाँ η (ग्रीक शब्द 'ईटा') को श्यानता गुणांक कहा जाता है और $\frac{du}{dx}$ परतों के बीच वेग प्रवणता है।



टिप्पणियाँ



टिप्पणियाँ

यदि $A = 1 \text{ cm}^2$, $du = 1 \text{ cm s}^{-1}$ और $dx = 1 \text{ cm}$,

$$\text{तब } f = \eta$$

अतः श्यानता गुणांक, दो समानांतर द्रवों की परतों के बीच घर्षण बल है जिसका स्पर्श क्षेत्रफल 1 cm^2 , आपस की दूरी 1 cm और दोनों का वेग अंतर 1 cm s^{-1} हो। यह भी कह सकते हैं कि f वह बाह्य बल है जो दो परतों, जिनका स्पर्श क्षेत्रफल A है, dx की दूरी पर है और उनका वेग अन्तर du है, के बीच घर्षण बल को पराभूत करके अपरिवर्तित प्रवाह जारी रखता है।

मात्रक

CGS पद्धति में श्यानता का मात्रक $\text{dyne cm}^{-2} \text{ s}$ है। इसे प्वाज (**P**) भी कहते हैं। SI पद्धति में मात्रक $\text{N m}^{-2} \text{ s}$ अथवा 1 Pa s है।

दोनों मात्रकों का संबंध है: $1 \text{ Pa s} = 10 \text{ P}$

प्वाज मात्रक बहुत बड़ा होता है, उसके अंश गुणांक सेन्टी प्वाज ($1 \text{ cP} = 10^{-2} \text{ P}$) और मिली प्वाज ($1 \text{ mP} = 10^{-3} \text{ P}$) द्रवों के लिए प्रयुक्त होते हैं और माइक्रोप्वाज ($\mu\text{P} = 10^{-6} \text{ P}$) गैसों के लिए प्रयुक्त होता है।

ताप का प्रभाव

ताप बढ़ाने से द्रव की श्यानता कम होती है। गर्म करने पर अंतराण्विक बल कम हो जाता है। जैसा कि आपने पिछले भाग (7.4) में पढ़ा है।



पाठगत प्रश्न 5.5

1. रिक्त स्थानों की पूर्ति कीजिए—
 - (i) द्रव के अंदर वाले अणु की तुलना में द्रव के पृष्ठ वाले अणु में ऊर्जा होगी।
 - (ii) ठंडा करने पर द्रव का पृष्ठ तनाव..... .
 - (iii) अनार्द्रन द्रव का मिनिस्कस आकार का होता है जबकि आर्द्रन द्रव का आकार होता है।
 - (iv) जब शीशे की कोशिका नली का एक सिरा द्रव में डुबाया गया तो कोशिका में द्रव का तल कम हो गया। इस द्रव के एडहीसिव बल, शीशे और द्रव के कोहीसिव बल की तुलना में हैं।
 - (v) द्रव X द्रव Y की तुलना में अधिक विस्कस है। Y के अंतराण्विक बल X की तुलना में हैं।

2. निम्नलिखित के SI मात्रक बताइए—
 - (i) पृष्ठ तनाव
 - (ii) श्यानता गुणांक
3. द्रव न्यूनतम पृष्ठ क्षेत्रफल धारण करने की कोशिश क्यों करते हैं?



आपने क्या सीखा

- द्रव्य की तीन अवस्थाएँ होती हैं—ठोस, द्रव और गैस
- द्रव्य की तीन अवस्थाओं में भिन्नता का कारण पदार्थ में विद्यमान अणुओं की आपेक्षिक निकटता में अंतर है।
- गैस के दाब, आयतन, ताप और मोलों की संख्या के बीच एक निश्चित संबंध होता है जो कि बॉयल नियम, चार्ल्स नियम और आवग्रादो नियम द्वारा दिया जा सकता है।
- जो गैस, गैस नियमों का पालन करती है उसे आदर्श गैस कहते हैं।
- डॉल्टन नियम अक्रियाशील गैसों के आंशिक दाब और कुल दाब के बीच संबंध देता है।
- संयोजित आयतनों के गेलूजाक नियम तथा एवोगाद्रो के नियम द्वारा अणु का तथ्य प्रतिपादित हुआ।
- अधिकांश गैसों आदर्श व्यवहार से विचलित होती हैं। गैसों का आदर्श व्यवहार से विचलन, अणुगतिक सिद्धांत की कुछ गलत धारणाओं के कारण होता है।
- उचित परिस्थितियों में वास्तविक गैसों का द्रवीकरण किया जा सकता है।
- द्रवों के अंतरापृष्ठीय बल गैसों की तुलना में अधिक प्रबल होते हैं किन्तु ये इतने ही प्रबल होते हैं कि द्रवों के अणु एक निश्चित सीमा में गति कर सकें। द्रवों में अंतरापृष्ठीय दूरी भी कम होती है।
- द्रवों का निश्चित आयतन होता है पर निश्चित आकार नहीं। ये लगभग असंपीड्य होते हैं और इनका विसरण होता है।
- द्रव वाष्पित होते हैं और विशिष्ट ताप पर निश्चित वाष्प दाब डालते हैं।
- क्वथनांक, वह ताप है जिस पर द्रव का वाष्प दाब बाह्य दाब के बराबर हो जाता है।
- द्रव की सतह पर खींची गई एक रेखा की इकाई लम्बाई पर लग रहे लंबवत बल, जोकि द्रव की तरफ लग रहा हो, को पृष्ठ तनाव कहते हैं।
- पृष्ठ तनाव के कारण द्रव न्यूनतम पृष्ठ क्षेत्रफल धारण करते हैं और कोशिका में चढ़ने या गिरने जैसी परिघटना व वक्र मिनिस्कस दिखाते हैं।
- द्रव के प्रवाह पर लगने वाला आंतरिक घर्षण बल विस्कासिता या श्यानता है।





टिप्पणियाँ



पाठांत प्रश्न

- निम्नलिखित के लिए, ग्राफ आरेखित कीजिए:
 - स्थिर T और n पर, p के साथ V का आरेख
 - स्थिर T और n पर, $1/V$ के साथ p का आरेख
 - स्थिर p पर, T के साथ V का आरेख
- STP पर 1 मोल गैस कितना आयतन घेरती है?
- 1.5 atm दाब पर एक गैस के नमूने का आयतन 500 mL है। यदि ताप को स्थिर रखा जाए तो निम्न दाबों पर गैस का आयतन क्या होगा?
 - 1 atm
 - 5.0 atm
- गैसों के अणुगतिक सिद्धांत की उन गलत धारणाओं की सूची बनाइए जिनसे वान-डर-वाल्स समीकरण बना।
- मानक ताप और मानक दाब किसे कहते हैं?
- निम्नतम संभव ताप कितना है?
- CO_2 को 35°C , पर द्रवित नहीं किया जा सकता, चाहे कितना भी अधिक दाब क्यों न लगाया जाए। क्यों?
- 55K ताप और 0.99 atm दाब पर नाइट्रोजन गैस के एक नमूने का भार 9.3 g है और उसका आयतन 12.4 L है। यदि ताप को बढ़ाकर 220 K कर दिया जाए तो उसका आयतन कितना हो जाएगा? दाब को स्थिर मान लीजिए।
- यदि STP पर आक्सीजन के एक मोल का आयतन 22.4 L हो तो 27°C ताप और 2 atm दाब पर उसका आयतन परिकलित कीजिए।
- मैक्सवेल-बोल्ट्ज़मान नियम क्या है?
- संरचना के आधार पर द्रवों के निम्नलिखित गुणधर्मों की व्याख्या कीजिए।
 - आयतन
 - आकार
 - संपीड्यता
 - प्रवाहित होने की क्षमता
- द्रवों में विसरण क्यों होता है? व्याख्या करें।



टिप्पणियाँ

13. परिभाषा दीजिए :
 - (i) वाष्प दाब (ii) क्वथनांक
14. वाष्पन और क्वथन के बीच अंतर बताइए।
15. द्रव के वाष्प दाब पर ताप के प्रभाव की व्याख्या कीजिए।
16. पृष्ठ तनाव की परिभाषा दीजिए और उसके CGS और SI मात्रक लिखिए।
17. पृष्ठ ऊर्जा क्या है?
18. द्रव का पृष्ठ क्षेत्रफल बढ़ाने के लिए ऊर्जा की आवश्यकता क्यों होती है?
19. पृष्ठ सक्रियक पदार्थ मिलाने से द्रव के पृष्ठ तनाव पर क्या प्रभाव पड़ता है?
20. द्रव की बूंदें गोलतः आकार की क्यों होती हैं?
21. आर्द्रन और अनार्द्रन द्रव क्या होते हैं?
22. द्रव A और B का कोहीसिव बल क्रमशः C_1 और C_2 है और $C_1 > C_2$ है। किस द्रव का पृष्ठ तनाव अधिक होगा?
23. द्रव A शीशे की कोशिका नली में चढ़ता है। यदि इसकी एक बूंद समतल शीशे की सतह पर रखी जाए तो क्या वह फैलेगी या नहीं? व्याख्या कीजिए।
24. एक द्रव शीशे की नली में अतल मिनिसक्स बनाता है। उसकी प्रकृति पर टिप्पणी कीजिए।
25. श्यानता की परिभाषा दीजिए।
26. श्यानता गुणांक क्या है?
27. श्यानता गुणांक के CGS और SI मात्रक दीजिए।
28. ताप का क्या प्रभाव होता है:
 - (i) पृष्ठ तनाव पर (ii) वाष्प दाब पर (iii) द्रव की श्यानता पर?



अपने उत्तरों की जाँच कीजिए

5.1

1. द्रवों की तुलना में गैसों में अंतराण्विक दूरी अधिक होने के कारण
2. बॉयल नियम की समीकरण है:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

$$(.20 \text{ atm}) (500 \text{ mL}) = p_2 (10 \text{ mL})$$

मॉड्यूल - 3

द्रव्य की अवस्थाएँ

गैसीय और द्रव्य की अवस्थाएँ



टिप्पणियाँ

$$p_2 = \frac{(0.20 \text{ atm})(500 \text{ ml})}{10 \text{ ml}}$$

$$p_2 = 10 \text{ atm}$$

3. आवोगाद्रो नियम से:

O_2 के मोल = अज्ञात गैस के मोल

$$\frac{2.00 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{1.75 \text{ g}}{\text{अज्ञात गैस का अणुभार}}$$

$$\text{अज्ञात गैस का मोलर द्रव्यमान} = \frac{1.75 \times 32}{2.00} = 28 \text{ g mol}^{-1}$$

अज्ञात गैस का मोलर द्रव्यमान 28 g mol^{-1} है।

5.2

1. एक गैस के अणुओं का दूसरी गैस में गति करना विसरण है। पात्र के सूक्ष्म छिद्र में से गैस के निकलने को निस्सरण कहते हैं।
2. अमोनिया और हाइड्रोजन क्लोराइड आपस में क्रियाशील हैं, डाल्टन नियम अक्रियाशील गैसों पर लागू होता है।

$$3. \frac{r_{\text{O}_3}}{r_{\text{CO}_2}} = \left(\frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{O}_3}} \right)^{1/2}$$

$$\frac{0.271}{0.290} = \left(\frac{44}{M_{\text{O}_3}} \right)^{1/2}$$

दोनों और वर्ग लेने पर:

$$\frac{(0.271)^2}{(0.290)^2} = \frac{44}{M_{\text{O}_3}}$$

$$M_{\text{O}_3} = \frac{44 \times 0.29 \times 0.29}{0.271 \times 0.271} = 50.4$$

O_3 का अणु द्रव्यमान = 50.4

4. आदर्श गैस समीकरण से

$$pV = nRT$$

$$p \times 1.0 = (5.0 \text{ mol}) (0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) 320 \text{ K}$$

$$p = \frac{(5.0 \text{ mol}) (0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) 320 \text{ K}}{1.0 \text{ L}}$$

$$p = 131.3 \text{ atm}$$



टिप्पणियाँ

5.3

1. कम दाब और उच्च ताप
2. b

$$\begin{aligned}
 3. \quad u_{rms} &= \sqrt{\frac{3RT}{M}} \\
 &= \sqrt{\frac{3 (8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (293 \text{ K})}{(0.048 \text{ kg mol}^{-1})}} \\
 &= \sqrt{\frac{(8.314 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2} \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (293 \text{ K})}{0.048 \text{ kg mol}^{-1}}} \\
 &= 390.3 \text{ ms}^{-1}
 \end{aligned}$$

4. $Z = \frac{pV_m}{RT}$ = यहाँ V_m = मोलर आयतन
Z संपीड्यता गुणक है।

5.4

1. (i) C; (ii) A; (iii) B
2. (i) हवा (ii) द्रव वाष्प
3. $B > C > A$

5.5

1. (i) अधिक
(ii) बढ़ता है
(iii) अतल: अवतल
(iv) प्रबलतर
(v) दुर्बल
2. (i) N m^{-1} ; (ii) $\text{N m}^{-2} \text{ s}$
3. अंतरमुखी बल के कारण द्रव के पृष्ठीय अणुओं की ऊर्जा अधिक होती है, इसलिए द्रवों के पृष्ठ पर न्यूनतम अणु होते हैं या उनका न्यूनतम पृष्ठीय क्षेत्रफल होता है।