

1. मॉड्यूल और इसकी संरचना का विवरण

मॉड्यूल विस्तार	
विषय का नाम	रसायन विज्ञान
पाठ्यक्रम का नाम	रसायन विज्ञान 01 (कक्षा XI, सेमेस्टर 01)
मॉड्यूल का नाम / शीर्षक	द्रव्य की अवस्थाएँ : भाग २
मॉड्यूल आईडी	kech_10502
आवश्यक पूर्व ज्ञान:	द्रव्य की अवस्थाएँ, अंतर आणुविक अन्तर्क्रिया, गैसीय अवस्था
उद्देश्य	इस मॉड्यूल के माध्यम से, शिक्षार्थी निम्नलिखित में सक्षम होगा: <ul style="list-style-type: none"> आदर्श गैसों के व्यवहार को नियंत्रित करने वाले नियमों की व्याख्या करें। विभिन्न व्यावहारिक जीवन स्थितियों में गैस के नियम लागू करें।
प्रमुख शब्द (की वर्ड्स)	गैस के नियम, बॉयल का नियम, चार्ल्स का नियम, गै-लुसाक का नियम, आवोगाद्रो का नियम, समतापीय, समभारिक, समाघतनी, आवोगाद्रो स्थिरांक, आदर्श गैस समीकरण, गैस स्थिरांक, संयुक्त गैस का नियम, अवस्था का समीकरण.

2. विकास दल

भूमिका	नाम	संबद्धता
राष्ट्रीय एमओओसी समन्वयक (एनएमसी)	प्रो. अमरेन्द्र पी. बेहरा	CIET, NCERT, नई दिल्ली
कार्यक्रम समन्वयक	डॉ. मो. मामूर अली	CIET, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम समन्वयक (CC) / पी.आई.	प्रो. आर. के. पराशर	DESM, NCERT, नई दिल्ली
पाठ्यक्रम समन्वयक / सह-पी.आई.	सुश्री अंजलि खुराना	CIET, NCERT, नई दिल्ली

विषय-वस्तु विशेषज्ञ (SME)	डा. कोमल एस. खत्री	जी. बी. पंत इन्स्टीच्यूट ऑफ पॉलिटेक्निक-II, नई दिल्ली
समीक्षा टीम	डॉ० अमित कुमार डॉ. एरुम खान	रसायन विभाग, दयाल सिंह कॉलेज, नई दिल्ली CIET, NCERT, नई दिल्ली

विषय - सूची:

1. गैस के नियम
2. बॉयल का नियम
3. चार्ल्स का नियम
4. गै-लुसैक का नियम
5. आवोगाद्रो का नियम
6. आदर्श गैस समीकरण
7. सारांश

गैस के नियम: गैस के नियम, जिनका अध्ययन अब हम करेंगे, गैस के भौतिक गुणों पर कई शताब्दियों तक किए गए शोध के परिणाम हैं। गैसों के इन गुणों पर प्रथम विश्वसनीय मापन एंग्लो-आयरिश वैज्ञानिक रोबर्ट बॉयल ने सन् 1662 में किया था (चित्र 1)। वह नियम, जिसका सूत्रापात उन्होंने किया, 'बॉयल का नियम' कहलाता है। बाद में गरम वायु के गुब्बारे द्वारा वायु में उड़ने के प्रयासों ने अन्य नियमों को खोजने के लिए जैक्स चार्ल्स तथा जोसेफ लूइस गै-लुसैक को प्रेरित किया। आवोगाद्रो तथा अन्य वैज्ञानिकों ने भी गैसीय अवस्था के बारे में अनेक सूचनाएँ दीं।



चित्र 1. रोबर्ट बॉयल (1627-1691)

स्रोत

[https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/28/Portrait_of_The_Honourable_Robert_Boyle_\(1627-1691\)_Wellcome_M0006615.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/28/Portrait_of_The_Honourable_Robert_Boyle_(1627-1691)_Wellcome_M0006615.jpg)

2. बॉयल का नियम (दाब-आयतन संबंध):

अपने प्रयोगों के आधार पर, रोबर्ट बॉयल इस निष्कर्ष पर पहुँचे कि “स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा (अर्थात् मोलों की संख्या n) का दाब उसके आयतन के व्युत्क्रमानुपाती होता है।” इसे 'बॉयल का नियम' कहते हैं। गणितीय रूप से इसे इस प्रकार लिखा जा सकता है-

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

$$\Rightarrow p = k_1 \frac{1}{V} \quad \dots\dots (2)$$

यहाँ k_1 समानुपातिक स्थिरांक है। स्थिरांक k_1 का मान गैस की मात्रा, गैस के ताप तथा उन इकाइयों, जिनको p तथा V द्वारा व्यक्त किया जाता है, पर निर्भर करता है।

समीकरण 2 को पुनर्व्यवस्थित करने पर हम पाते हैं कि-

$$pV = k_1 \quad \dots\dots (3)$$

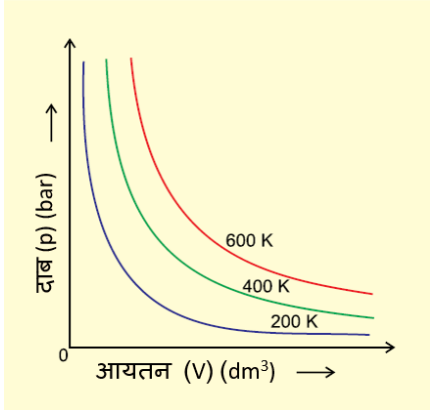
अर्थात् 'स्थिर ताप पर गैस की निश्चित मात्रा का आयतन तथा दाब का गुणनफल स्थिर होता है।' यदि गैस की निश्चित मात्रा को स्थिर ताप T पर दाब p_1 तथा आयतन V_1 से प्रसारित किया जाता है; जिससे आयतन V_2 तथा दाब p_2 हो जाए, तो 'बॉयल का नियम' के अनुसार-

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \text{स्थिरांक} \quad \dots\dots (4)$$

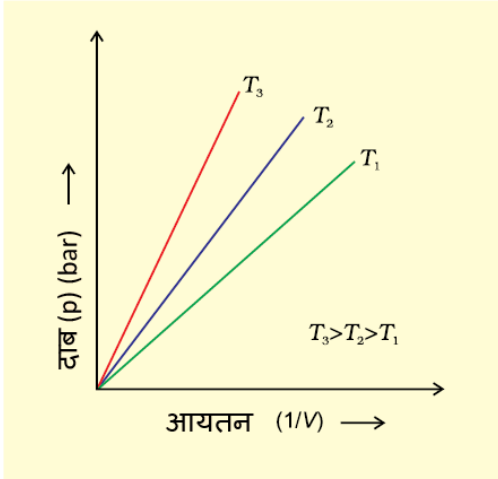
$$\Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad \dots\dots(5)$$

चित्र 2 में बॉयल का नियम को दो पारंपरिक प्रकार के ग्राफीय निरूपण द्वारा प्रदर्शित किया गया है। चित्र 2(क); विभिन्न तापों पर समीकरण (3) का ग्राफ है। k_1 का मान प्रत्येक वक्र के लिए पृथक-पृथक है, क्योंकि किसी गैस के दिए गए द्रव्यमान के लिए यह केवल ताप के साथ परिवर्तित होता है।

प्रत्येक वक्र; भिन्न स्थिर ताप से संबंधित है तथा इसे समतापी वक्र (स्थिर ताप वक्र) कहते हैं। उच्च वक्र उच्च ताप से संबंधित होते हैं। यह ध्यान देने योग्य बात है कि यदि गैस का दाब आधा किया जाता है, तो गैस का आयतन दोगुना हो जाता है। सारणी 1 300K पर 0.09 मोल CO_2 के आयतन पर दाब के प्रभाव को दर्शाती है।



चित्र 2 (अ) विभिन्न तापों पर एक गैस के आयतन V तथा दाब p के मध्य वक्र.
(स्रोत: चित्र 5.5 (क), पृष्ठ संख्या-137, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)



चित्र . 2 (ब) एक गैस के दाब p तथा $1/V$ के मध्य वक्र
(स्रोत: चित्र 5.5 (ब), पृष्ठ संख्या-137, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)

चित्र 2(ब) p तथा $1/V$ के मध्य ग्राफ को व्यक्त करता है। यह मूल बिन्दु से गुजरती हुई सरल रेखा है। यद्यपि उच्च दाब पर, गैस बॉयल के नियम से विचलन दर्शाती है। ऐसी परिस्थितियों में ग्राफ में सीधी रेखा प्राप्त नहीं होती है।

बॉयल के प्रयोग, मात्रात्मक रूप से यह सिद्ध करते हैं कि गैस अत्यधिक संपीड़ित होती है, क्योंकि जब एक गैस के लिए द्रव्यमान को संपीड़ित किया जाता है, तब उसके अणु कम स्थान घेरते हैं। इसका तात्पर्य यह है कि उच्च दाब पर गैस अधिक सघन हो जाती है। बॉयल के नियम का उपयोग करने पर गैस के दाब तथा घनत्व के मध्य एक संबंध प्राप्त होता है: परिभाषा के अनुसार, घनत्व ' d ', आयतन ' V ' तथा द्रव्यमान ' m ' में संबंध है।

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

यदि हम बॉयल के नियम के समीकरण में से आयतन का मान इस समीकरण में रखें, तो हमें यह संबंध प्राप्त होता है-

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

यह प्रदर्शित करता है कि स्थिर ताप पर गैस के निश्चित द्रव्यमान का दाब घनत्व के समानुपाती होता है।

सारणी 1. 300 K पर 0.09 mol CO₂ गैस के आयतन पर दबाव का प्रभाव

दाब / 104 Pa	आयतन / 10 ⁻³ m ³	(1/V) / m ⁻³	pV / 102 Pa m ³
2.0	112.0	8.90	22.40
2.5	89.2	11.2	22.30
3.5	64.2	15.6	22.47
4.0	56.3	17.7	22.50
6.0	37.4	26.7	22.44
8.0	28.1	35.6	22.48
10.0	22.4	44.6	22.40

समस्या 1: एक गुब्बारे को कमरे के तापमान पर हाइड्रोजन से भर दिया जाता है। यदि दबाव 0.2 बार से अधिक हो जाए तो यह फट जाएगा। यदि 1 bar दबाव में गैस 2.27 L की मात्रा में रहती है, तो गुब्बारे को किस मात्रा तक विस्तारित किया जा सकता है?

हल: बॉयल के नियमानुसार, $p_1V_1 = p_2V_2$

यदि p_1 , 1 bar है, तो 2.27 L

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

$$p_2 = 0.2 \text{ bar, तो}$$

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

$$= 11.35 \text{ L}$$

चूंकि गुब्बारा 0.2 bar दबाव में फटता है, इसलिए गुब्बारे का आयतन 11.35 L से कम होना चाहिए।

समस्या 2: 115 मिलीलीटर की क्षमता वाले एक बर्तन में 20°C और 780 mm दबाव में गैस का एक निश्चित द्रव्यमान होता है। गैस को पुनः एक दूसरे बर्तन में स्थानांतरित किया जाता है जिसकी मात्रा 180 ml है। 20°C पर गैस के दबाव की गणना करें।

हल : बॉयल के नियमानुसार, $p_1V_1 = p_2V_2$

$V_1 = 115 \text{ ml}$ के लिए, $p_1 = 780 \text{ mm}$; $V_2 = 180 \text{ ml}$ के लिए, तो

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

$$p_2 = 780 \times \frac{115}{180}$$

$$= 498.3 \text{ mm}$$

इसलिए, गैस का दबाव 498.3 mm है।

3. चार्ल्स का नियम (ताप-आयतन संबंध):

गर्म हवा गुब्बारा तकनीक को उन्नत बनाने के लिए चार्ल्स तथा गै-लुसैक ने गैसों पर विभिन्न प्रयोग किए। उनके अनुसंधान दर्शाते हैं कि स्थिर दाब पर निश्चित द्रव्यमान वाली गैस का आयतन ताप बढ़ाने पर बढ़ता तथा ताप कम करने पर घटता है। उन्होंने पाया कि ताप की प्रत्येक डिग्री में वृद्धि से गैस की निश्चित मात्रा के आयतन में उसके 0 °C ताप के आयतन से 1/273.15 वें भाग की वृद्धि होती है। अतः यदि 0 °C तथा t °C पर किसी गैस का आयतन क्रमशः V_0 तथा V_t हो, तो-

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

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

$$\Rightarrow V_t = V_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15} \right) \quad \dots\dots\dots (6)$$

इस स्थिति में, हम तापमान के एक नए मापक्रम को इस प्रकार निर्धारित करते हैं कि t °C को नए पैमाने पर $T = 273.15 + t$ और 0 °C को $T_0 = 273.15$ द्वारा दिया जाता है। इस नए तापमान पैमाने को केल्विन तापमान

स्केल या परम तापमान स्केल कहा जाता है।

अतः तापमान सेल्सियस पैमाने पर $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, परमताप मापक्रम पर 273.15 K के बराबर है। ध्यान दें कि डिग्री साइन का उपयोग परम तापमान स्केल अर्थात्, केल्विन स्केल में लिखते समय नहीं किया जाता है। केल्विन मापक्रम को ताप का ऊष्मागतिक मापक्रम भी कहते हैं। इसका उपयोग प्रत्येक वैज्ञानिक कार्य में किया जाता है। अतः सेल्सियस मापक्रम से केल्विन मापक्रम प्राप्त करने के लिए हम 273 (अधिक ठीक रूप में 273.15) जोड़ देते हैं।

अगर हम $T_t = 273.15 + t$ and $T_0 = 273.15$ लिखते हैं।

समीकरण (6) में हम संबंध प्राप्त करते हैं-

$$V_t = V_0 \left(\frac{T_t}{T_0} \right)$$
$$\Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_0} \quad \dots\dots\dots (7)$$

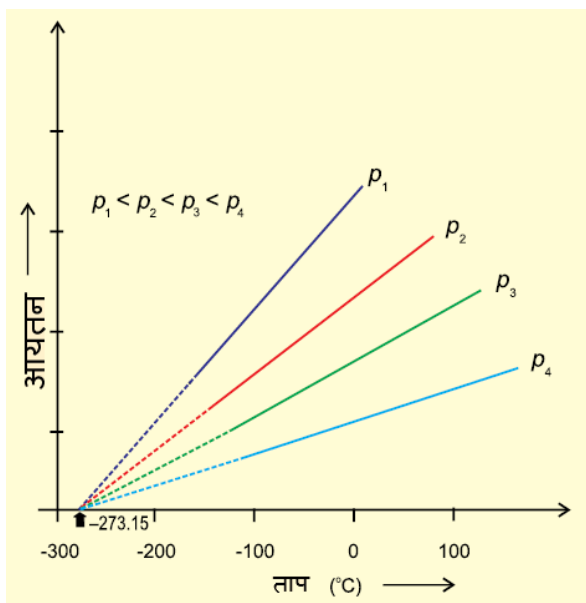
अतः एक सामान्य समीकरण इस प्रकार लिखा जाता है-

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad \dots\dots\dots(8)$$
$$\Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$
$$\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{constant} = k_2 \quad \dots\dots\dots(9)$$

इस प्रकार, $V = k_2 T$ (10)

स्थिरांक k_2 का मान गैस की मात्रा, गैस के दाब तथा वह इकाई (जिसमें आयतन V व्यक्त किया गया है), से निर्धारित किया जाता है।

समीकरण 10, चार्ल्स के नियम का गणितीय रूप है, जो व्यक्त करता है कि स्थिर दाब पर एक गैस की निश्चित मात्रा का आयतन उसके परम ताप के समानुपाती होता है। चार्ल्स ने पाया कि सभी गैसों के लिए, किसी भी दबाव में, आयतन बनाम तापमान (सेल्सियस में) का ग्राफ एक सीधी रेखा है और शून्य आयतन की तरफ बढ़ने पर, प्रत्येक रेखा तापमान अक्ष पर $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ पर अंतः खंड बनाती है। विभिन्न दाब पर रेखाओं का ढाल भिन्न प्राप्त होता है, परंतु शून्य आयतन पर प्रत्येक रेखा ताप-अक्ष पर $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ पर मिलती है (चित्र 3)।



चित्र. 3 आयतन एवं ताप ($^{\circ}\text{C}$) के मध्य आरेख

(स्रोत: चित्र 5.6, पृष्ठ संख्या-139, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)

ताप तथा आयतन के मध्य ग्राफ की प्रत्येक रेखा को समदाब रेखा कहते हैं।

यदि समीकरण (2) में t के मान को -273.15°C के द्वारा व्यक्त करें, तो चार्ल्स के प्रेक्षणों को व्यक्त किया जा सकता है। हम देखते हैं कि किसी गैस का आयतन -273.15°C पर शून्य हो जाता है। इसका तात्पर्य यह है कि गैस का अस्तित्व नहीं रहता है। वास्तव में इस ताप पर पहुँचने से पूर्व ही प्रत्येक गैस द्रवित हो जाती है। वह न्यूनतम काल्पनिक ताप, जिसपर गैस शून्य आयतन घेरती है, को “परम शून्य” कहते हैं।

बहुत कम दाब तथा उच्च ताप पर प्रत्येक गैस ‘बॉयल के नियम’ का पालन करती है।

समस्या 3: प्रशांत महासागर में एक जहाज चलाते समय ताप 23.4°C पर एक गुब्बारे को 2L वायु से भरा गया। जब जहाज हिन्द महासागर में पहुँचेगा, जहाँ ताप 26.1°C पर पहुँचता है, तब गुब्बारे का आयतन क्या होगा ?

$$\text{हल : } V_1 = 2 \text{ L}$$

$$T_2 = 26.1 + 273 = 299.1 \text{ K}$$

$$T_1 = 23.4 + 273 = 296.4 \text{ K}$$

चार्ल्स के नियमानुसार,

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

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

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

$$= 2 \text{ L} \times 1.009$$

$$= 2.018 \text{ L}$$

समस्या 4: 15 °C पर हीलियम गैस की मापित मात्रा 30 ml है। समान दबाव में 35 0C पर गर्म करने पर इसकी नई मात्रा क्या होगी?

हल : दी गई शर्तों के अनुसार:

$$V_1 = 30 \text{ ml } T_1 = 15 + 273 = 288 \text{ K}$$

$$V_2 = ? T_2 = 35 + 273 = 308 \text{ K}$$

चार्ल्स के नियमानुसार,

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

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

$$= V_2 = 30 \times \frac{308}{288} = 32.08 \text{ ml}$$

अतः, 35 0C पर हीलियम गैस का नया आयतन 32.08 ml होगा।

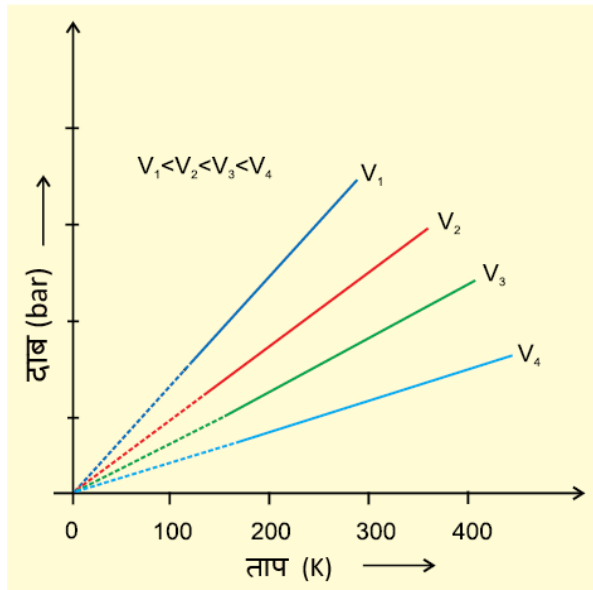
4. गै- लुसैक का नियम (दाब-ताप संबंध):

स्वचालित वाहनों के टायरों में दाब प्रायः समान रहता है, परंतु गरमी के दिनों में यह अत्यधिक बढ़ जाता है। यदि दाब को अच्छी तरह समायोजित नहीं किया जाए, तो टायर फट जाएगा। सर्दी के दिनों में हम पाते हैं कि वाहन के टायर में दाब काफी कम हो जाता है। ताप एवं दाब के मध्य गणितीय संबंध को जोसेफ गै-लुसैक ने प्रतिपादित किया, जिसे गै-लुसैक नियम कहा जाता है। इसके अनुसार, स्थिर आयतन पर किसी निश्चित मात्रा वाली गैस का दाब उसके आयतन के समानुपाती होता है।” गणितीय रूप में-

$$p \propto T$$

$$\Rightarrow \frac{P}{T} = \text{constant} = k_3$$

इस संबंध को बॉयल के नियम या चार्ल्स के नियम द्वारा भी निरूपित किया जा सकता है। स्थिर मोलर आयतन पर दाब तथा ताप (केल्विन) के मध्य आरेख को चित्र 4 में दर्शाया गया है। इसकी प्रत्येक रेखा को 'समायतनी' कहते हैं।



चित्र 4. एक गैस के दाब तथा ताप(K) के मध्य (सम-आयतनी) आरेख

(स्रोत: Fig 5.7, पृष्ठ संख्या-140, कक्षा XI NCERT पाठ्यपुस्तक)

समस्या 5: 273 K पर 2.5 atm के दबाव के साथ एक 20 लीटर कंटेनर को गैस से भरा जाता है। यदि गैस का दबाव 2.0 atm तक कम हो जाता है, तो इसका अंतिम तापमान क्या होगा?

हल : कंटेनर का आयतन स्थिर रहेगा।

दिया है कि,

$$P_1 = 2.5 \text{ atm}, P_2 = 2.0 \text{ atm}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}, T_2 = ?$$

गै- लुसैक के नियमानुसार,

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

$$T_2 = P_2 \times T_1 / P_1$$

$$= T_2 = 2 \times 273.15 / 2.5 = 218.4 \text{ K}$$

अतः, गैस के दबाव को कम करने पर, ताप 218.4 K तक कम हो जाएगा

5.आवोगाद्रो का नियम (आयतन- मात्रा संबंध):

सन् 1811 में इटली के वैज्ञानिक अमेदिओ आवोगाद्रो ने डाल्टन का परमाणु सिद्धांत तथा गै-लुसैक संयुक्त आयतन सिद्धांत के संयुक्त निष्कर्ष से एक परिकल्पना दी, जिसे 'आवोगाद्रो नियम' के रूप में जाना जाता है। इसके अनुसार- ताप तथा दाब की समान परिस्थितियों में समान आयतन वाली सभी गैसों में समान संख्या में अणु होते हैं। इसका तात्पर्य यह है कि जब ताप एवं दाब स्थिर रहता है, तो गैस का आयतन उसके अणुओं की संख्या पर या अन्य शब्दों में गैस की मात्रा पर निर्भर करता है। गणितीय रूप में हम लिख सकते हैं-

$V \propto n$, जहां n गैस के मोलों की संख्या है।

$$\Rightarrow V = k \cdot n \quad \dots\dots (11)$$

एक मोल गैस में अणुओं की संख्या 6.022×10^{23} निर्धारित की गई है, जिसे 'आवोगाद्रो स्थिरांक' कहते हैं। यह वही संख्या है, जिसकी व्याख्या एकक 1 में मोल की परिभाषा के संदर्भ में हमने की है। (रसायन विज्ञान की मूल अवधारणाएँ)। चूँकि गैस का आयतन मोलों की संख्या के समानुपाती होता है, अतः प्रत्येक गैस का एक मोल, मानक ताप एवं दाब (STP), पर समान आयतन रखता है।

पिछला मानक अभी भी अक्सर उपयोग किया जाता है, और दशक से अधिक पुराने सभी रसायन विज्ञान डेटा पर लागू होता है। इस परिभाषा में STP पानी के बर्फीली तापमान यानी 0 °C (273.15 K) के समान तापमान लेकिन 1 atm (101.325 kPa) का थोड़ा अधिक दबाव को दर्शाता है। गैसों के संयोजन के किसी भी गैस का एक मोल STP पर 22.413996 L मात्रा में रहता है।

मानक परिवेश तापमान और दबाव (SATP), कुछ वैज्ञानिक कार्यों में भी इन स्थितियों का उपयोग किया जाता है। SATP स्थितियों का अर्थ है 298.15 K और 1 bar (अर्थात, बिल्कुल 105 Pa)। SATP (1 bar और 298.15 K) पर, एक आदर्श गैस की मोलर मात्रा 24.789 L mol⁻¹ है। कुछ गैसों का मोलर आयतन (सारणी 2) में दिया गया है।

सारणी 2. 273.15 K और 1 bar (STP) में कुछ गैसों के प्रति लीटर में मोलर आयतन।

गैस	मोलर आयतन / L mol ⁻¹
-----	---------------------------------

आर्गन (Ar)	22.37
कार्बन डाइऑक्साइड (CO ₂)	22.54
डाइनाइट्रोजन (N ₂)	22.69
डाइऑक्सीजन (O ₂)	22.69
डाइहाइड्रोजन (H ₂)	22.72
आदर्श गैस	22.71

एक गैस के मोलों की संख्या की गणना इस प्रकार की जा सकती है।

$$n = \frac{m}{M} \dots\dots (12)$$

जहाँ, m = अन्वेषण के दौरान गैस का द्रव्यमान तथा M = मोलर द्रव्यमान (अणुभार) है, अतः,

$$V = k_4 m M \dots (13)$$

गैस समीकरण (13) को निम्नानुसार पुनः व्यवस्थित किया जा सकता है।

$$M = k_4 m V = k_4 d \dots (14)$$

यहाँ ' d ' गैस का घनत्व है। समीकरण (14) से हम निष्कर्ष निकालते हैं कि किसी गैस का घनत्व उसके मोलर द्रव्यमान का समानुपाती होता है।

एक गैस, जो बॉयल के नियम, चार्ल्स के नियम तथा आवोगाद्रो के नियम का पूर्णतः पालन करती है, आदर्श गैस कहलाती है। यह काल्पनिक है। ऐसा माना जाता है कि एक आदर्श गैस के अणुओं के मध्य अंतरा-अणुक बल उपस्थित नहीं होते हैं। वास्तविक गैस केवल कुछ विशेष परिस्थितियों में, जब अन्योन्य बल प्रायोगिक रूप से नगण्य होते हैं, इन नियमों का पालन करती है। अन्य सभी परिस्थितियों में वह आदर्श व्यवहार से विचलन दर्शाती है। आप विचलन के बारे में इस एकक में बाद में जानेंगे।

6. आदर्श गैस समीकरण: तीन नियमों, जिनका अध्ययन हम अब तक कर चुके हैं, को एक समीकरण के द्वारा जोड़ा जा सकता है जिसको आदर्श गैस समीकरण कहते हैं।

बॉयल का नियम : स्थिर T तथा n ; $V \propto \frac{1}{p}$

चार्ल्स का नियम : स्थिर p तथा n ; $V \propto T$

आवोगाद्रो का नियम : स्थिर p तथा T ; $V \propto n$

अतः,

$$V \propto \frac{nT}{p} \quad \dots\dots\dots (15)$$

$$\Rightarrow V = R \frac{nT}{p} \quad \dots\dots\dots (16)$$

जहाँ R, एक समानुपातिक स्थिरांक है। समीकरण (16) को पुनर्वन्यासित करने पर हम पाते हैं कि-

$$pV = nRT \quad \dots\dots\dots (17)$$

$$\Rightarrow R = \frac{pV}{nT} \quad \dots\dots\dots (18)$$

समीकरण (18) दर्शाती है कि R का मान उन इकाइयों पर निर्भर करता है, जिसमें p , V तथा T को मापा जाता है। यदि समीकरण में तीन चर ज्ञात हों, तो चौथे की गणना की जा सकती है। इस समीकरण से हम देखते हैं कि स्थिर ताप एवं दाब पर किसी गैस के n मोल समान आयतन रखते हैं,

क्योंकि $V = nRT/p$, यहाँ n , R , T तथा p स्थिर है। जब किसी गैस का व्यवहार आदर्श व्यवहार के समान होता है, तो यह समीकरण किसी भी गैस पर लागू हो सकता है। STP परिस्थितियों में (273.15 K तथा 1 दाब) एक मोल आदर्श गैस का आयतन $22.710981 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ होता है। इन परिस्थितियों में एक मोल आदर्श गैस के R के मान की गणना इस प्रकार की जा सकती है –

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

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

$$= 8.314 \times 10^{-2} \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

पहले इस्तेमाल की गई STP स्थितियों में (0 °C और 1 atm दबाव), R का मान $8.20578 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ है।

आदर्श गैस समीकरण का संबंध इन चार चरों से है तथा किसी गैस की अवस्था की व्याख्या करता है अतः इसे अवस्था समीकरण भी कहते हैं।

अब आदर्श गैस समीकरण पर पुनः विचार करें। यह चरों के समक्षणिक परिवर्तन के लिए है। यदि किसी

निश्चित मात्रा वाली 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 हम लिख सकते हैं कि-

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = nR \quad \text{and} \quad \frac{p_2 V_2}{T_2} = nR$$

$$\Rightarrow \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \dots\dots\dots (19)$$

समीकरण (19) एक उपयोगी समीकरण है। यदि उपरोक्त छः चरों में से पाँच चरों के मान ज्ञात हों, तो अज्ञात चर की गणना समीकरण (19) द्वारा की जा सकती है। इस समीकरण को संयुक्त गैस नियम कहते हैं।

समस्या 6: 25°C और 760 mm Hg दबाव में एक गैस 600 ml आयतन में रहती है। इसकी ऊँचाई पर दबाव कितना होगा जहाँ तापमान 10°C हो और गैस का आयतन 640 mL हो?

हल : दिया है

$$p_1 = 760\text{ mm Hg}, \quad V_1 = 600\text{ mL} \quad T_1 = 25 + 273 = 298\text{ K}$$

$$p_2 = ? \quad V_2 = 640\text{ mL} \quad T_2 = 10 + 273 = 283\text{ K}$$

संयुक्त गैस नियम के नियमानुसार,

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$$

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

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

समस्या 7: 298 K पर 350 लीटर अमोनिया गैस को 20 लीटर दाब 600 लीटर की क्षमता और एक वायुमंडल के दाब में विस्तार करने की अनुमति है। तापमान में गिरावट क्या होगी?

हल : दिया गया:

$$p_1 = 20\text{ atm}, \quad V_1 = 350\text{ L} \quad T_1 = 298\text{ K}$$

$$p_2 = 1 \text{ atm} \quad V_2 = 600 \text{ L} \quad T_2 = ?$$

संयुक्त गैस के नियमानुसार,

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

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

$$T_2 = (1 \text{ atm} \times 600 \text{ L} \times 298 \text{ K}) / (20 \text{ atm} \times 350 \text{ L})$$

$$T_2 = 25.5 \text{ K}$$

इसलिए, ताप में गिरावट $(298 - 25.5) = 272.5 \text{ K}$ है।

एक गैसीय पदार्थ का घनत्व तथा मोलर द्रव्यमान: आदर्श गैस के समीकरण को निम्नानुसार पुनः व्यवस्थित किया जा सकता है:

$$nV = pRT$$

n को (m/M) के द्वारा प्रतिस्थापित करने पर, हमें प्राप्त होता है-

$$m/MV = p/RT \dots\dots\dots (20)$$

$$d/M = p/RT \dots\dots\dots (21)$$

जहां, d घनत्व है। समीकरण (21) को पुनर्स्थापित करने के बाद, हमें गैस के मोलर द्रव्यमान की गणना के लिए संबंध प्राप्त करते हैं।

$$M = dRT/p \dots\dots\dots (22)$$

समस्या 8: 25°C तथा 2 atm दाब पर अमोनिया (NH_3) गैस का घनत्व क्या है? (दिया गया है: $N = 14$ and $H = 1$ का परमाणु भार, $R = 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)

हल: हमारे पास है,

$$d/M = p/RT$$

$$p = 2 \text{ atm}, T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}, R = 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$M = 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g mol}^{-1}$$

$$d = 2 \times 17 \times 0.0821 \times 298$$

$$= 1.39 \text{ g L}^{-1}$$

समस्या 9: यदि गैस का घनत्व 3.6 atm and 280 K पर 1.38 g L^{-1} है, तब उसका आणुविक भार क्या होगा?

हल : दिया गया है : $d = 1.38 \text{ g L}^{-1}$, $p = 3.6 \text{ atm}$, $T = 280 \text{ K}$, $R = 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$M = dRT/p$$

$$M = 1.38 \times 0.0821 \times 2803.6$$
$$= 8.81 \text{ g mol}^{-1}$$

7.सारांश :

इस मॉड्यूल ने गैस पर प्रायोगिक अध्ययन से प्राप्त विभिन्न गैस कानूनों के दबाव, आयतन, तापमान और द्रव्यमान जैसे कुछ अवलोकनीय गुणों की अन्योन्याश्रयता को समझाया। बॉयल के नियम में कहा गया है कि समतापी स्थिति के तहत, गैस की एक निश्चित मात्रा का दबाव इसके आयतन के व्युत्क्रमानुपाती होता है। चार्ल का नियम आइसोबैरिक स्थिति के तहत मात्रा और परमताप के बीच का संबंध है। यह बताता है कि गैस की एक निश्चित मात्रा की मात्रा इसके परमताप ($V \propto T$) के सीधे आनुपातिक है। यदि गैस की अवस्थाओं को p_1 , V_1 और T_1 द्वारा दर्शाया जाता है और यह p_2 , V_2 और T_2 में बदल जाता है, तो इन दोनों अवस्थाओं के बीच संबंध संयुक्त गैस कानून द्वारा दिया जाता है, जिसके अनुसार $p_1V_1/T_1 = p_2V_2/T_2$ । इस गैस के किसी भी एक चर का पता लगाया जा सकता है यदि अन्य पाँच चर मालूम हैं। अवोगाद्रो कानून कहता है कि तापमान और दबाव की समान परिस्थितियों में सभी गैसों के बराबर मात्रा में समान संख्या में अणु होते हैं।