اکائی 5

مادّہ کی حالتیں

(States of Matter)

مقاصد

اس سبق کو پڑھنے کے بعد آپ اس لائق ہو جائیں گے کہ:

- مادّہ کی مختلف حالتوں کے وجود کو ذرات کے درمیان بین سالماتی قوتوں اور حرارتی توانائی کے درمیان توازن کی اصطلاحات میں واضح کرسکیں۔
- مثالی گیسوں کے طرزِ عمل کو معین کرنے والے قوانین کی وضاحت کرسکیں۔
- گیسوں کے مختلف قوانین کو اصل زندگی میں مختلف حالات میں استعمال کرسکیں۔
- حقیقی گیسوں کے طرزِ عمل کی وضاحت کرسکیں۔
- گیسوں کی اماعت (Liquification) کے لیے ضروری حالات کو بیان کرسکیں۔
- یہ سمجھ سکیں کہ گیس اور رقیق حالت میں ایک تسلسل ہے۔
- گیسی حالت اور بخارات میں فرق کرسکیں۔
- بین سالمی قوتِ کشش کی اصطلاح میں رقیق کی خصوصیات کی وضاحت کرسکیں۔

"برف کا گالا زمین پر گرتا ھے۔ پھر بھی زیادہ دیر نہیں رکتا۔
مادرِ گیتی پر اس کی ھلکی سی پکڑ ھے
قبل اس کے کہ سورج اسے واپس بادل میں بدل دیتا ھے کہ جھاں سے وہ آیا ھے یا پھر
پانی میں سنگلاخ ڈھلان سے نیچے لڑھك جاتا ھے"

روڈ . او . کوئنر

تعارف

گزشتہ اکائیوں میں ہم نے مادہ کے واحد ذرّہ سے متعلق خصوصیات کے بارے میں پڑھا تھا۔ جیسے کہ ایٹمی سائز، آیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹرانی چارج کثافت، سالمی ساخت اور قطبیت وغیرہ وغیرہ۔ کیمیائی نظام کی زیادہ تر قابلِ مشاہدہ خصوصیات جن سے ہم واقف ہیں وہ مادّہ کی جسیم خصوصیات کو ظاہر کرتی ہیں۔ جیسا کہ وہ خصوصیات جو مادّہ کے ایٹم، آین یا سالمات کی کثیر تعداد سے تعلق رکھتی ہیں۔ مثال کے طور پر کہ رقیق کے ایک ذرّہ میں ابال نہیں آتا جبکہ کثیر تعداد میں ذرات اُبلتے ہیں۔ پانی کے ذرات کا مجموعہ گیلا کرنے کی صلاحیت رکھتا ہے۔ جبکہ اکیلا سالمہ گیلا نہیں کرتا۔ پانی برف کی شکل میں پایا جاتا ہے، جو کہ ایک ٹھوس حالت ہے؛ وہ رقیق کی حالت میں پایا جا سکتا ہے؛ یا وہ گیس کی حالت میں پانی کے بخارات یا بھاپ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ برف، پانی اور بھاپ کی طبیعی خصوصیات بالکل مختلف ہوتی ہیں۔ ان تینوں حالتوں میں پانی کی کیمیائی ترکیب یکساں رہتی ہے، یعنی H_2O۔ پانی کی تینوں حالتوں کی خصوصیات سالمات کی توانائی اور پانی کے سالمات کے اکٹھا ہونے پر منحصر ہوتی ہیں۔ یہی دوسری اشیا کے لیے بھی صحیح ہے۔

© NCERT not to be republished

اشیاء کی کیمیائی خصوصیات ان کی طبیعی حالت کی تبدیلی کے ساتھ نہیں بدلتی ہیں، کیمیائی تعامل کی شرح ضرور ان کی طبیعی حالت پر منحصر ہوتی ہے۔ تجربات کے ذریعہ حاصل کیے گئے اعداد وشمار کی تحسیب میں اکثر ہمیں مادّہ کی حالت کی جانکاری کی ضرورت ہوتی ہے لہٰذا ایک کیمیاں داں کے لیے یہ ضروری ہوتا ہے کہ اسے ان طبیعی قوانین کا علم ہو جو مختلف حالتوں میں مادہ کے طرز عمل کو معین کرتے ہوں۔ اس اکائی میں ہم مادہ کی ان تین طبیعی حالتوں کے بارے میں زیادہ معلومات حاصل کریں گے خاص طور پر رقیق اور گیسی حالت کی خصوصیات۔ ابتدا میں یہ ضروری ہو جاتا ہے کہ ہم بین سالمی قوتوں کی فطرت، سالماتی باہم دیگر عمل اور ذرات کی حرکت پر حرارتی توانائی کے اثرات کو سمجھیں کیونکہ ان کے درمیان توازن مادّہ کی حالت کو متعین کرتا ہے

5.1 بین سالماتی قوتیں (Intermolecular Forces)

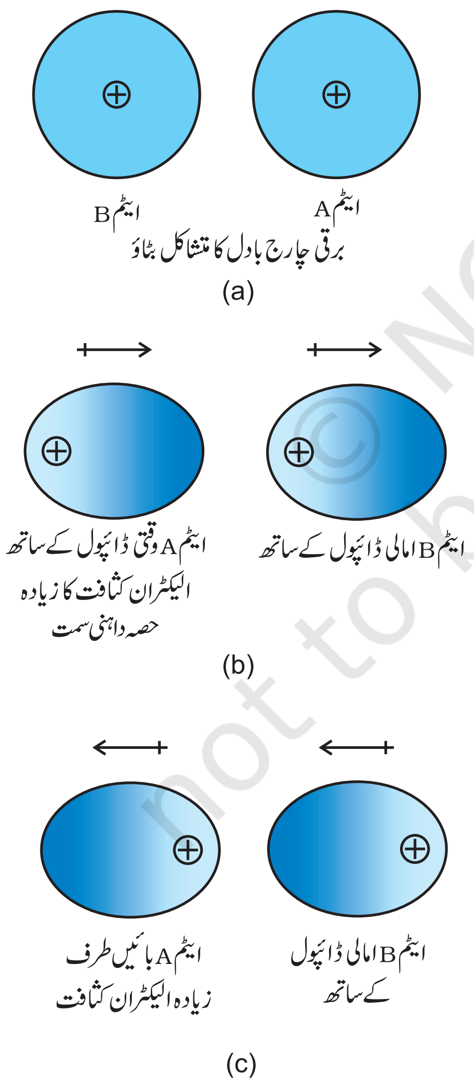
بین سالماتی قوتیں تعامل کرنے والے ذرات (ایٹم اور سالمات) کے درمیان قوتِ کشش اور قوت دافعہ ہوتی ہیں۔ اس اصطلاح میں برقی سکونی قوت شامل نہیں ہے جو مختلف چارج والے دو آینوں کے درمیان پائی جاتی ہے اور وہ قوت جو سالمات کے ایٹموں کو ایک ساتھ باندھے رکھتی ہے یعنی شریک گرفت بندش۔

بین سالماتی قوتیں ڈچ سائنس داں جوہن **وَن ڈر والز** (1837-123) کے اعزاز میں وَن ڈر والز قوتیں کہلاتی ہیں جنھوں نے حقیقی گیسوں کے مثالی طرز عمل سے انحراف کو ان قوتوں کی بنیاد پر واضح کیا تھا۔ اس کے بارے میں ہم اس اکائی میں آگے پڑھیں گے۔ وَن ڈر والز قوتیں وسعت میں بہت مختلف ہوتی ہیں اور اس میں قوت انتشار یا لندن قوتیں، ڈائپول۔ ڈائپول قوتیں، اور ڈائپول۔ امالی ڈائپول قوتیں شامل ہیں۔ ڈائپول تعامل کی ایک مخصوص قوی شکل ہائڈروجن بندش ہے۔ **ہائڈروجن بندش میں صرف عناصر ہی حصہ لیتے ہیں لہٰذا اس کو ایک علیحدہ زمرے میں شامل کرتے ہیں۔** اس تعامل کے بارے میں ہم اکائی 4 میں پڑھ چکے ہیں۔

اس مقام پر یہ جاننا اہم ہے کہ ایک آین اور ایک ڈائپول کے درمیان قوت کشش، آین ڈائپول قوت کہلاتی ہے اور یہ وَن ڈر والز قوت نہیں ہوتی۔ اب ہم وَن ڈر والز قوتوں کی مختلف اقسام کے بارے میں پڑھیں گے۔

5.1.1 انتشاری قوتیں یا لندن قوتیں (Dispersion Forces or London Forces)

ایٹم اور غیر قطبی سالمے برقی طور پر متشاکل ہوتے ہیں اور ان میں ڈائپول مومنٹ نہیں ہوتا کیونکہ ان کے برقی چارج بادل متشاکلی بکھرے ہوئے ہوتے ہیں۔ لیکن اس قسم کے ایٹموں اور سالموں میں بھی وقتی ڈائپول پیدا ہوسکتا ہے۔ اس کو مندرجہ ذیل طریقے سے سمجھ سکتے ہیں۔ مان لیجیے کہ ہمارے پاس دو ایٹم A اور B ہیں جو ایک دوسرے کے بہت قریب ہیں [شکل (a) 15.1] یہ ہوسکتا ہے کہ ایک ایٹم مان لیجیے A پر برقی چارج بٹاؤ وقتی طور پر غیر متشاکل ہو جائے۔ یعنی، چارج بادل ایک سمت زیادہ ہو جائے (شکل (b) 15.1 اور (c)) اس کی وجہ سے بہت کم وقت کے لیے



شکل 5.1 ایٹموں کے درمیان انتشاری قوتیں یا لندن قوتیں

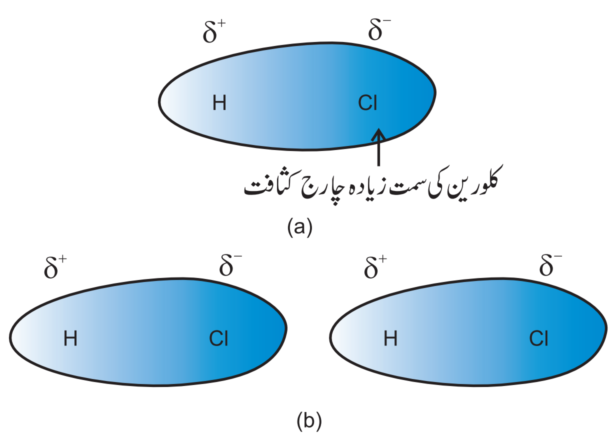
© NCERT not to be republished

ایٹم A پر ایک دم ہی ڈائپول ہو جائے گا۔ یہ اچانک یا عارضی ڈائپول ایٹم B کی الیکٹران کثافت کو مسخ کرے گا جو کہ اس کے قریب ہی ہے اور اس کے نتیجہ میں ایٹم B پر بھی ڈائپول کی امالیت (Induced) ہو جائے گی۔

ایٹم A اور B کے عارضی ڈائپول ایک دوسرے کو اپنی سمت کھینچیں گے۔ اسی طرح عارضی ڈائپول سالموں میں بھی پیدا ہوتا ہے۔ اس طرح قوت کشش پہلی مرتبہ جرمن طبعیات دان فرٹز لندن نے تجویز کی تھی اور اسی وجہ سے وقتی ڈائپول کے درمیان قوت کشش کو **لندن قوت** (London Force) کہتے ہیں۔ اس قوت کے لیے دوسرا نام **انتشاری قوت** (Dispersion Force) ہے۔ یہ قوتیں ہمیشہ کشش کی ہوتی ہیں اور باہم دگر عمل کی توانائی دو باہمی عمل کرنے والے ذرات کے درمیان کے فاصلے کی چھٹی قوت کے مقلوب تناسب میں ہوتی ہیں (یعنی $1/r^6$ جہاں r دو ذرات کے درمیان کے فاصلے کو ظاہر کرتا ہے)۔ یہ قوتیں بہت کم فاصلے (~500 pm) کے لیے ہی اہم ہوتی ہیں اور ان کی وسعت ذرات کے درمیان وقطبیت کی صلاحیت پر منحصر ہوتی ہے۔

5.1.2 ڈائپول۔ڈائپول قوتیں (Dipole-Dipole Forces)

ڈائپول۔ ڈائپول قوتیں ان سالموں کے درمیان کام کرتی ہیں جن میں مستقل ڈائپول ہوتے ہیں۔ ڈائپول کے سرے جزوی چارج رکھتے ہیں اور ان چارجوں کو یونانی حرف ڈیلٹا (δ) سے ظاہر کرتے ہیں۔ جزوی چارج ہمیشہ ہی اکائی برقی چارج (1.6×10^{-19}C) سے کم ہوتا ہے۔ قطبی سالمے پڑوسی سالموں کے ساتھ باہمی عمل کرتے ہیں۔ شکل 5.2(a) ہائڈروجن ڈائپول میں الیکٹرانی بادل کی تقسیم کو دکھاتی ہے اور شکل 5.2(b)

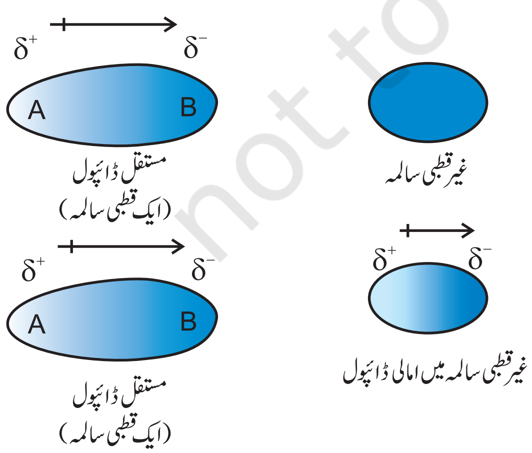


شکل 5.2 (a) HCl ۔ ایک قطبی سالمہ میں الیکٹرانی بادل کا بٹاؤ (b) دو HCl سالموں میں ڈائپول۔ ڈائپول باہمی عمل۔

دو HCl سالموں کے درمیان ڈائپول۔ ڈائپول باہمی عمل کو دکھاتی ہے۔ یہ باہمی عمل لندن قوت سے زیادہ مضبوط ہوتا ہے لیکن آین۔ آین باہمی عمل سے کمزور ہوتا ہے کیونکہ اس میں صرف جزوی چارج حصہ لیتے ہیں۔ ڈائپول کے درمیان فاصلہ بڑھنے سے قوتِ کشش کم ہو جاتی ہے۔ مندرجہ بالا مثال میں بھی، باہمی عمل کی توانائی قطبی سالموں کے درمیان فاصلوں کے مقلوب تناسب میں ہوتی ہے۔ سکونی قطبی سالموں (جیسا کہ ٹھوس اشیا میں) کے درمیان $1/r^3$ کے تناسب میں ہوتی ہے اور گردشی قطبی سالموں کے درمیان $1/r^6$ کے تناسب میں ہوتی ہے، جہاں r قطبی سالموں کے درمیان فاصلے کو ظاہر کرتا ہے۔ ڈائپول۔ ڈائپول باہمی عمل کے علاوہ قطبی سالموں میں لندن قوتوں کے ذریعہ بھی باہمی عمل ہو سکتا ہے۔ لہٰذا کل اثر یہ ہے کہ قطبی سالموں میں کُل بین سالماتی قوتیں بڑھتی ہیں۔

5.1.3 ڈائی پول - امالی ڈائی پول قوتیں (Dipole- Induced Dipole Forces)

اس طرح کی قوت کشش مستقل ڈائپول والے قطبی سالموں اور مستقل ڈائپول کی کمی والے سالموں کے درمیان کام کرتی ہے۔ قطبی سالموں کے مستقل ڈائپول برقی طور پر تعدیل سالموں کے الیکٹرانی بادلوں کو مسخ کر کے ان میں ڈائپول کی امالیت کرتے ہیں (شکل 5.3)۔ اس طرح دوسرے سالمے میں امالی ڈائپول پیدا ہو جاتا ہے۔ اس معاملے میں بھی باہمی عمل کی توانائی $1/r^6$ کے تناسب میں ہوتی ہے جہاں r دو سالموں کے درمیان کا فاصلہ ہے۔ امالی ڈائپول مومنٹ کا انحصار مستقل ڈائپول میں



شکل 5.3 مستقل ڈائپول اور امالی ڈائپول کے درمیان ڈائپول۔ امالی ڈائپول باہمی عمل

© NCERT not to be republished

موجود ڈائپول مومنٹ اور برقی طور پر تعدیل سالمے کی قطبیت کی صلاحیت پر ہوتا ہے۔ ہم اکائی 4 میں پڑھ چکے ہیں کہ بڑی جسامت کے سالمات آسانی سے قطبی بنائے جاسکتے ہیں۔ قطبیت کی اعلیٰ صلاحیت باہمی عمل کی کشش کو بڑھاتی ہے۔

اس معاملے میں بھی انتشاری قوتوں اور ڈائپول۔ امالی ڈائپول باہمی عمل کا اجتماعی اثر پایا جاتا ہے۔

5.1.4 ہائڈروجن بند (Hydrogen Bond)

جیسا کہ 5.1 میں پہلے ہی ذکر کیا جاچکا ہے یہ ایک ڈائپول۔ڈائپول باہمی عمل کی مخصوص قسم ہے۔ اس کے بارے میں ہم اکائی 4 میں پہلے پڑھ چکے ہیں۔ یہ ان سالموں میں پایا جاتا ہے جن میں اعلیٰ قطبی بند N—H, O—H اور H—F موجود ہوتے ہیں۔ اگر چہ سمجھا جاتا ہے کہ ہائڈروجن بند محض N,O اور F تک ہی محدود ہوتا ہے لیکن Cl جیسی قسمیں بھی ہائڈروجن بند بنانے میں حصہ لیتی ہیں۔ ہائڈروجن بند کی توانائی 10 سے $100 kJ\ mol^{-1}$ تک بڑھتی ہے۔ یہ توانائی کی ایک اہم مقدار ہوتی ہے؛ لہٰذا، ہائڈروجن بند بہت سے مرکبات، مثلاً پروٹین اور نیوکلک ایسڈ کی ساخت اور خصوصیات معلوم کرنے میں بہت مضبوط قوت ہوتی ہے۔ ہائڈروجن بند کی قوت ایک سالمہ کے برقی منفی ایٹم کے الیکٹرانوں کے تنہا جوڑے اور دوسرے سالمے کے ہائڈروجن ایٹم کے درمیان کولمب باہمی عمل کے ذریعہ معلوم کی جاتی ہے۔ مندرجہ ذیل ڈائیگرام ہائڈروجن بند کی تشکیل کو ظاہر کرتا ہے۔

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

اب تک زیر بحث تمام بین سالمی قوتیں کشش کی قوتیں تھیں دوسری طرف سالموں میں بھی دافع قوت ہوتی ہے جب دو سالمے ایک دوسرے کے قریب لائے جاتے ہیں تو دونو سالموں کے الیکٹران بادلوں اور نیوکلیس کے درمیان قوت دافعہ پیدا ہوتی ہے۔ قوت دافعہ کی باہمی عمل اس وقت تیزی سے بڑھتی ہے جب دونوں سالموں کو علیحدہ کرنے والا فاصلہ کم ہوتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ رقیق اور ٹھوس کو دبانا مشکل ہوتا ہے۔ ایسی حالتوں میں سالمات پہلے سے ہی بہت نزدیک ہوتے ہیں لہٰذا مزید دباؤ کی وہ مخالفت کرتے ہیں کیونکہ ایسا کرنے پر ان کے درمیان دافع باہمی عمل بڑھ جاتا ہے۔

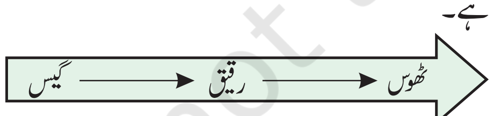
5.2 حرارتی توانائی (Thermal Energy)

کسی شے کے ایٹوں یا سالموں کی حرکت سے پیدا ہونے والی توانائی حرارتی توانائی ہوتی ہے۔ یہ شے کے درجہ حرارت کے براہ راست تناسب ہی ہوتی ہیں۔ یہ مادّے کے ذرات کی اوسط حرکی توانائی کی پیائش ہوتی ہے اور اس طرح یہ ذرات کی حرکت کے لیے ذمہ دار ہوتی ہے۔ ذرات کی اس حرکت کو حرارتی حرکت کہتے ہیں۔

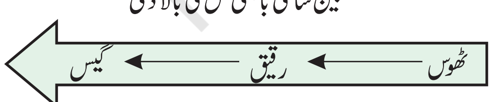
5.3 بین سالمی قوتیں بمقابلہ حرارتی باہمی عمل (Intermolecular forces vs Thermal Interaction)

ہم یہ پہلے ہی پڑھ چکے ہیں کہ بین سالمی قوتیں سالموں کی یکجا رکھنے کی کوشش کرتی ہیں لیکن سالموں کی حرارتی توانائی ان کو علیحدہ رکھنے کی کوشش کرتی ہے۔ سالموں میں بین سالمی قوتوں اور حرارتی توانائی کے درمیان توازن کے نتیجہ میں مادّے کی تین قسمیں ہوتی ہیں۔

جب سالمی باہمی عمل کمزور ہوتا ہے، تو سالمے ٹھوس یا رقیق بنانے کے لیے ایک دوسرے سے چمٹے نہیں رہتے جب تک کہ درجہ حرارت کو کم کرکے حرارتی توانائی کو کم نہ کیا جائے۔ گیس صرف دبانے سے رقیق میں تبدیل نہیں ہوتی، حالانکہ سالمے ایک دوسرے کے بے حد نزدیک ہوتے ہیں اور بین سالمی قوتیں اپنی انتہا پر کام کرتی ہیں بہرحال جب درجہ حرارت کم کرکے سالموں کی حرارتی توانائی کم کی جاتی ہے تو گیسوں کو آسانی سے رقیق میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ حرارتی توانائی کی بالا دستی اور مادّے کی تینوں حالتوں میں سالمی باہمی عمل توانائی کو مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔



بین سالمی باہمی عمل کی بالا دستی



حرارتی توانائی کی بالا دستی

ہم مادّے کی تین حالتوں کے وجود کی وجوہات کے بارے میں پہلے ہی پڑھ چکے ہیں اب ہم گیس اور رقیق حالتوں کے بارے میں مزید معلومات حاصل کریں گے اور ان قوانین کے بارے میں پڑھیں گے جو

© NCERT not to be republished

مادّے کی ان حالتوں کے طرزِ عمل کو متعین کرتے ہیں۔ ٹھوس حالت کے بارے میں ہم بارہویں جماعت میں پڑھیں گے۔

5.4 گیسی حالت (Gaseous State)

یہ مادہ کی سب سے سادہ حالت ہے۔ تمام عمر ہم ہوا کے سمندر میں غرق رہتے ہیں جو گیسوں کا آمیزہ ہے۔ ہم اپنی زندگی کرہ باد کی سب سے نچلی سطح میں گزارتے ہیں جو ٹروپواسفیئر کہلاتی ہے یہ سطح زمین پر کشش ثقل کی وجہ سے قائم رہتی ہے۔ کرۂ باد کی پتلی سی تہہ ہماری زندگی کے لیے نہایت اہم ہے۔ یہ ہمیں نقصان دہ اشعاع سے بچاتی ہے اور ڈائی آکسیجن، ڈائی نائٹروجن، کاربن ڈائی آکسائڈ، پانی کے بخارات وغیرہ جیسی اشیا پر مشتمل ہوتی ہے۔

آیئے اب ہم ان اشیا کے طرزِ عمل کی سمت اپنی توجہ مرکوز کریں جو عام درجہ حرارت اور دباؤ پر گیسی حالت میں پائی جاتی ہیں۔ دوری جدول پر ایک نظر ڈالنے سے معلوم ہوتا ہے کہ عام حالات میں صرف گیارہ عناصر ہی گیسی حالت میں پائے جاتے ہیں (شکل 5.4)۔

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

شکل 5.4 گیارہ عناصر جو صرف گیسی حالت میں پائے جاتے ھیں

گیسی حالت کی مندرجہ ذیل طبیعی خصوصیات ہوتی ہیں۔

- گیسیں بہت زیادہ دبائے جانے کے لائق ہوتی ہیں۔
- گیسیں سبھی سمتوں میں یکساں دباؤ ڈالتی ہیں۔
- گیسوں کی کثافت ٹھوس اور رقیق سے بہت کم ہوتی ہے۔
- گیسوں کی شکل اور حجم متعین نہیں ہوتے۔ یہ برتن کی شکل اور حجم اختیار کر لیتی ہیں۔
- گیسیں بغیر کسی میکانیکی مدد کے ہر تناسب میں یکساں طور پر مل سکتی ہیں۔

گیسوں کی سادگی اس وجہ سے ہے کہ ان کے سالموں کے درمیان باہمی عملی قوتیں برائے نام ہی ہوتی ہیں۔ ان کے طرزِ عمل ان ہی عام قوانین کے مطابق ہوتے ہیں جن کی دریافت ان کے تجرباتی مطالعے سے حاصل ہوئی تھی۔ یہ قوانین گیسوں کی قابل پیمائش خصوصیات میں تعلقات سے وابستہ ہیں۔ ان میں سے کچھ خصوصیات جیسے دباؤ حجم، درجہ حرارت اور کمیت نہایت اہم ہیں کیونکہ ان متغیرات میں تعلقات گیس کی حالت کو بیان کرتا ہے۔ ان متغیرات کے باہمی انحصار سے گیس کے قوانین وضع ہوتے ہیں۔ اگلے سیکشن میں ہم گیس کے ان قوانین کے بارے میں پڑھیں گے۔

5.5 گیس کے قوانین (The Gas Laws)

گیس کے قوانین جن کا مطالعہ ہم اب کریں گے وہ گیسوں کی طبیعی خصوصیات کے متعلق کی جانے والی کئی صدیوں کی تحقیق کا نتیجہ ہیں۔ گیسوں کی خصوصیات پر پہلی معتبر پیمائش اینگلو آئرش سائنسداں رابرٹ بائل نے 1662 میں کی تھی۔ جو قانون وضع کیا گیا اسے بائل کا قانون کہتے ہیں۔ بعد میں گرم ہوا کے غباروں کی مدد سے ہوا میں اڑنے کی کوشش نے جیکوئس چارلس اور جوزف لیوئس گے لیوسک میں مزید گیس کے قوانین دریافت کرنے کی تحریک پیدا کی۔ آوگاڈرو اور دیگر سائنسدانوں نے گیسوں سے متعلق کافی معلومات فراہم کیں۔

5.5.1 بائل کا قانون (دباؤ۔ حجم تعلق) Boyle's Law (Pressure-Volume Relationship)

اپنے تجربات کی بنیاد پر رابرٹ بائل اس نتیجہ پر پہنچا کہ **ایک مستقل درجہ حرارت پر گیس کی ایک متعین مقدار** (یعنی n مول کی تعداد) **کا دباؤ اس کے حجم کے معکوس تناسب میں ہوتا ہے۔** اس کو **بائل کا قانون** (Boyle's Law) کہتے ہیں۔ ریاضیاتی طریقہ پر اس کا اظہار مندرجہ طریقہ سے کیا جاسکتا ہے۔

$$p \propto \frac{1}{V} \quad (\text{مستقل } T \text{ اور } n \text{ پر}) \qquad (5.1)$$

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

© NCERT not to be republished

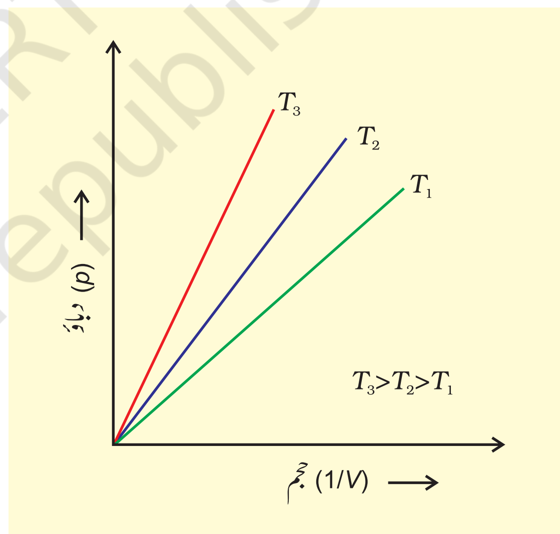
جہاں k_1 تناسبیت کا مستقلہ ہے۔ k_1 کی قیمت گیس کی مقدار، گیس کے درجہ حرارت اور p نیز V کی اکائیوں پر منحصر ہوتی ہے۔
مساوات (5.2) کو دوبارہ لکھنے پر ہمیں مندرجہ ذیل ہے۔

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

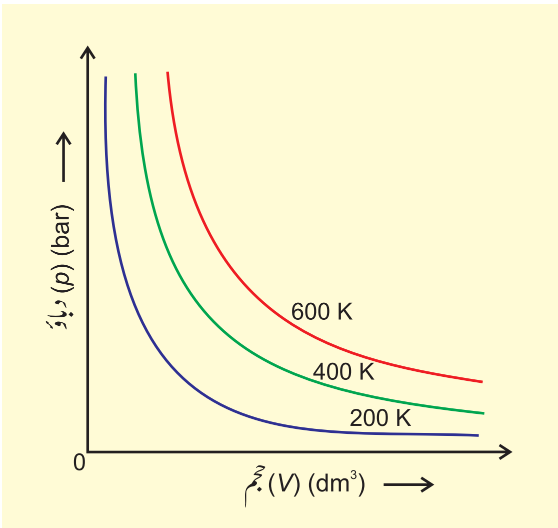
اس کا مطلب ہے کہ ایک مستقل درجہ حرارت پر ایک مقدار کی گیس کے دباؤ اور حجم کا حاصل ضرب مستقل ہوتا ہے۔
مستقل درجہ حرارت پر اگر متعینہ مقدار کی ایک گیس جس کا p_1 دباؤ پر V_1 حجم ہے، میں پھیلاؤ اس طرح ہوتا ہے کہ p_2 دباؤ پر حجم V_2 ہو جاتا ہے تو بائل کے قانون کے مطابق

$$p_1V_1 = p_2V_2 = \text{مستقل} \quad (5.4)$$

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



شکل 5.5(a) مختلف درجہ حرارت پر ایک گیس کے دباؤ p پر حجم V



شکل 5.5(b) کسی گیس کے دباؤ p کا $1/V$ کے ساتھ گراف

شکل 5.5 میں بائل کے قانون کو گراف کے ذریعہ ظاہر کرنے کے دو روایتی طریقے دکھائے گئے ہیں۔ شکل 5.5(a) مختلف درجہ حرارت پر مساوات (5.3) کا گراف ہے۔ ہر ایک منحنی کے لیے k_1 کی قدر مختلف ہے، کیونکہ کسی گیس کی دی گئی مقدار کے لیے یہ درجہ حرارت کے ساتھ تبدیل ہوتی ہے۔ ہر ایک منحنی مختلف مستقل درجہ حرارت کو دکھاتا ہے اور یہ آئیسوتھرم (Isotherm) (مستقل درجہ حرارت کا پلاٹ) کہلاتا ہے۔ اونچے منحنی زیادہ درجہ حرارت کو دکھاتے ہیں۔ یہ دیکھنا چاہئے کہ جب دباؤ آدھا ہو جاتا ہے تو حجم دوگنا ہو جاتا ہے۔ جدول 5.1 میں 300 K پر 0.09 مول CO_2 کے حجم پر دباؤ کا اثر دکھایا گیا ہے۔

شکل 5.5(b) p اور $1/V$ کے درمیان گراف کو دکھاتی ہے۔ یہ ایک سیدھی لائن ہے جو مبدا سے گزرتی ہے۔ تاہم زیادہ دباؤ پر گیس بائل کے

جدول 5.1 300K پر 0.09 مول CO_2 کے حجم پر دباؤ کے اثرات

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

© NCERT not to be republished

قانون سے انحراف کرتی ہیں اور ایسی حالت میں گراف میں سیدھی لائن حاصل نہیں ہوتی۔

بائل کے تجربات، مقداری طور پر یہ ثابت کرتے ہیں کہ گیس کافی حد تک دبائی جاسکتی ہیں کیونکہ جب ایک دی ہوئی کمیت کی گیس کو دبایا جاتا ہے تو سالموں کی وہی تعداد چھوٹی جگہ کو گھیرتی ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ اونچے دباؤ پر گیسیں زیادہ کثیف ہوجاتی ہیں۔ بائل کا قانون استعمال کرتے ہوئے گیس کے دباؤ اور اس کی کثافت میں تعلق معلوم کیا جاسکتا ہے۔

تعریف کے مطابق کثافت d کا کمیت m اور حجم V سے تعلق مساوات $d = \frac{m}{V}$ کے مطابق ہوتا ہے۔ اگر ہم اس مساوات میں بائل کے قانون کی مساوات سے V کی قیمت رکھ دیں تو ہمیں مندرجہ ذیل تعلق حاصل ہوگا:

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

یہ ظاہر کرتی ہے کہ مستقل درجہ حرارت پر ایک متعین مقدار کی گیس کا دباؤ اس کی کثافت کے براہ راست تناسب میں ہوتا ہے۔

مسئلہ 5.1

کمرہ کے درجہ حرارت پر ایک غبارے میں ہائڈروجن گیس بھری گئی ہے۔ اگر دباؤ 0.2 بار سے زیادہ ہوجائے تو غبارہ پھٹ جائے گا۔ اگر 1 بار دباؤ پر گیس 2.27L حجم گھیرتی ہے تو کس حجم تک غبارہ پھیل سکتا ہے؟

حل

بائل کے قانون کے مطابق

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

اگر p_1 کی قدر 1 بار ہے تو V_1 کی قدر 2.27 L ہوگی

اگر p_2 کی قدر 0.2 بار ہے تو

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

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

چونکہ غبارہ 0.2 بار پر پھٹ جاتا ہے لہٰذا غبارہ کا حجم 11.35L سے کم ہونا چاہئے۔

5.5.2 چارلس کا قانون (درجہ حرارت۔ حجم تعلق)

Charles' Law Temperature-Volume (Relationship)

چارلس اور گے لیوسک نے گرم ہوا غبارہ ٹیکنالوجی کو بہتر بنانے کے لیے گیسوں پر انفرادی طور پر مختلف تجربات کیے۔ ان کی تلاش نے دکھایا کہ مستقل دباؤ پر ایک مستقل مقدار کی گیس کے حجم میں درجہ حرارت بڑھانے پر اضافہ ہوتا ہے اور ٹھنڈا کرنے سے کم ہوتا ہے۔ انھوں نے پایا کہ گیس کا حجم ہر ایک ڈگری درجہ حرارت بڑھانے پر 0°C پر گیس کے ابتدائی حجم کا $\frac{1}{273.15}$ حصہ بڑھ جاتا ہے۔ لہٰذا اگر کسی گیس کے حجم 0°C اور t°C پر بالترتیب V_0 اور V_t ہیں تو:

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

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

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

اس مقام پر ہم درجہ حرارت کے ایک نئے پیمانے کی تعریف بیان کرسکتے ہیں کہ اس نئے پیمانہ پر t°C کو $T = 273.15 + t$ کی طرح دیا جاسکتا ہے اور 0°C کو $T_0 = 273.15$ دکھائیں گے۔ درجہ حرارت کا یہ نیا پیمانہ **کیلون درجہ حرارت پیمانہ** (Kelvin Temperature Scale) یا **مطلق درجہ حرارت پیمانہ** (Absolute Temperature Scale) کہلاتا ہے۔

اس طرح سیلسیس پیمانے پر 0°C مطلق پیمانے کے 273.15°K کے برابر ہوتا ہے۔ ذرا غور کیجیے کہ درجہ حرارت کو مطلق پیمانے پر دکھاتے وقت ڈگری کے نشان کا استعمال نہیں کیا جاتا۔ درجہ حرارت کا کیلون پیمانہ درجہ حرارت کا **تھرموڈائنمک اسکیل** بھی کہلاتا ہے اور تمام سائنسی کاموں میں استعمال کیا جاتا ہے۔

لہٰذا درجہ حرارت کو کیلون پیمانے پر حاصل کرنے کے لیے ہم سیلسیس درجہ حرارت میں 273 (273.15 زیادہ صحیح طور پر) جمع کر دیتے ہیں۔

اگر مساوات 5.6 میں $T_t = 273.15 + t$ اور 273.15 لکھیں تو ہمیں مندرجہ ذیل تعلق حاصل ہوگا۔

© NCERT not to be republished

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

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

اس طرح ہم ایک عام مساوات مندرجہ ذیل طریقے سے لکھ سکتے ہیں۔

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

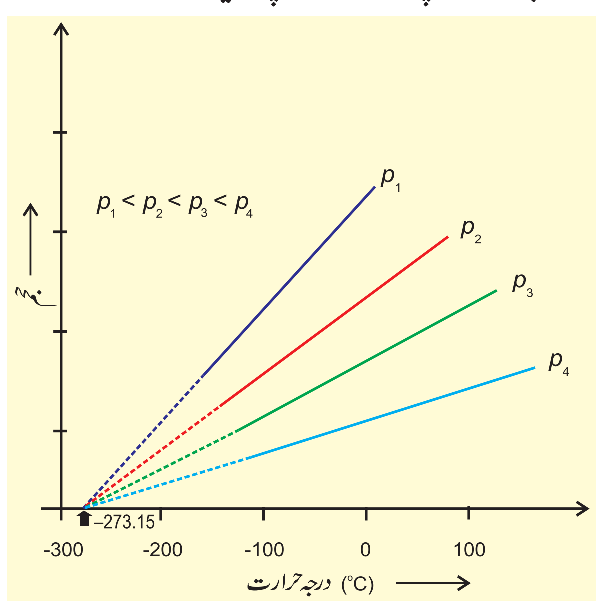
$$\Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

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

اس طرح $V = k_2 T$ (5.10)

مستقلہ k_2 کی قیمت، گیس کے دباؤ، اس کی مقدار اور اس اکائی جس میں اس کے حجم کا اظہار کیا گیا ہے، کے ذریعہ معلوم کی جاسکتی ہے۔

مساوات (5.10) **چارلس کے قانون** کا ریاضیاتی اظہار ہے جو یہ بتاتا ہے کہ **مستقل دباؤ پر ایک متعینہ مقدار کی گیس کا حجم اس کے مطلق درجہ حرارت کے براہ راست تناسب میں ہوتا ہے۔** چارلس نے یہ دیکھا کہ تمام گیسوں کے لیے کسی بھی دباؤ پر حجم۔ درجہ حرارت (سیلسیس پیمانے پر) گراف ایک سیدھی لائن ہوتا ہے اور اگر اسے صفر حجم تک بڑھایا جائے تو ہر لائن درجہ حرارت کے محور کو 273.15°C- پر قطع کرتی ہے۔ مختلف دباؤ پر حاصل ہونے والی لائنوں کے ڈھلان مختلف ہوں گے لیکن صفر حجم پر تمام لائنیں درجہ حرارت محور پر 273.15°C- پر ملتی ہیں (شکل 5.6)



شکل 5.6 حجم اور درجہ حرارت (°C) گراف

حجم بمقابلہ درجہ حرارت گراف کی ہر ایک لائن **آئسو بار** (Isobar) کہلاتی ہے۔

اگر ہم مساوات 5.6 میں t کی قیمت 273.15°C - رکھ دیں تو چارلس کے مشاہدات کی ترجمانی کی جاسکتی ہے۔ ہم دیکھ سکتے ہیں کہ 273.15°C- پر گیس کا حجم صفر ہو جاتا ہے۔ اس کا مطلب ہوا کہ گیس کا وجود نہیں ہوگا۔ درحقیقت تمام گیسیں اس درجہ حرارت تک پہنچنے سے پہلے ہی رقیق میں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ کمترین مفروضی یا خیالی درجہ حرارت جس پر گیسوں کا حجم صفر مانا جاتا ہے، **مطلق صفر** (Absolute Zero) کہلاتا ہے۔

تمام گیسیں بہت کم دباؤ اور اونچے درجہ حرارت پر چارلس کے قانون کا اتباع کرتی ہیں۔

مسئلہ 5.2

بحرالکاہل میں ایک جہاز تیر رہا ہے جہاں درجہ حرارت 23.4°C ہے۔ ایک غبارے میں 2L ہوا بھری گئی۔ جب یہ جہاز بحر ہند پہنچے گا جہاں درجہ حرارت 26.1 °C ہے تو غبارے کا حجم کیا ہوگا؟

حل:

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

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

$= 296.4$ K

چارلس کے قانون کے مطابق

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

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

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

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

$$= 2.018\,\text{L}$$

© NCERT not to be republished

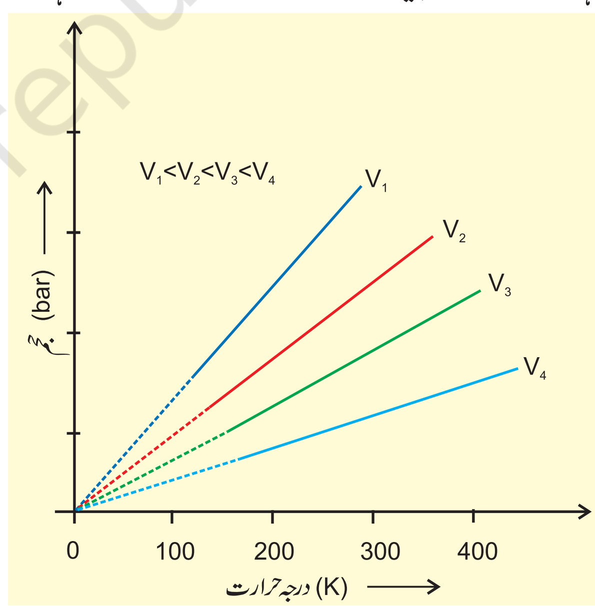
5.5.3 گیلیوسک کا قانون (دباؤ درجہ حرارت تعلق)
[Gay Lussac's Law (Pressure-Temperature Relationship)]

گاڑیوں کے پہیوں میں بھری ہوئی ہوا کا دباؤ تقریباً مستقل ہوتا ہے۔لیکن گرمی کے دنوں میں یہ بڑھ جاتا ہے اور اگر دباؤ کو قابو میں نہیں کیا گیا تو ٹائر پھٹ سکتا ہے۔ سردی کے موسم میں کسی ٹھنڈی صبح کے وقت آپ کو گاڑی کے ٹائروں میں ہوا کا دباؤ کم محسوس ہوگا۔ دباؤ اور درجہ حرارت میں ریاضیاتی تعلق جوزف گے لیوسک نے دیا تھا جسے گے گیلیوسک کا قانون بھی کہتے ہیں۔ اس قانون کے مطابق مستقل حجم پر کسی دی گئی مقدار کی گیس کا دباؤ درجہ حرارت کے براہ راست تناسب میں تبدیل ہوتا ہے۔ ریاضیاتی طور پر

$$p = \propto$$

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

اس تعلق کو بائل اور چارلس کے قوانین سے بھی اخذ کیا جا سکتا ہے۔ شکل 5.7 میں دباؤ۔درجہ حرارت (کیلون) گراف مستقل مولر حجم پر دکھایا گیا ہے۔ اس گراف کی ہر ایک لائن **آئسوکور** (Isochore) کہلاتی ہے۔



شکل 5.7 ایک گیس کا دباؤ۔درجہ حرارت (k) گراف

5.5.4 ایووگاڈرو کا قانون (حجم۔مقدار تعلق) Avogadro Law (Volume - Amount Relationship)

1811 میں اٹلی کے سائنسداں ایمیڈو آووگاڈرو نے ڈالٹن کے ایٹمی نظریے کے نتائج اور گیلیوسک کے اتحادی حجم کے قانون (اکائی 1) کو متحد کرنے کی کوشش کی تھی جو آج آووگاڈرو کا قانون کہلاتی ہے۔ **اس قانون کے مطابق تمام گیسوں کے مساوی حجم میں درجہ حرارت اور دباؤ کی یکساں حالتوں میں سالموں کی تعداد مساوی ہوتی ہے۔** اس کا مطلب ہے کہ جب تک درجہ حرارت اور دباؤ مستقل رہیں گے گیس کا حجم اس کے سالموں کی تعداد پر منحصر ہوگا یا دوسرے الفاظ میں گیس کی مقدار پر منحصر ہوگا۔ ریاضیاتی طور پر ہم لکھ سکتے ہیں کہ

$V \propto n$ جہاں n گیس کے مولوں کی تعداد ہے۔

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

ایک مول گیس میں سالمات کی تعداد 6.022×10^{23} معلوم کی گئی ہے اور اسے **ایووگاڈرو کا مستقلہ** کہتے ہیں۔ آپ دیکھیں گے کہ یہ وہی عدد ہے جسے ہم نے مول (اکائی 1) کی تعریف پر بحث کے دوران پایا تھا۔

چونکہ کسی گیس کا حجم مولوں کی تعداد کے براہ راست تناسب میں ہوتا ہے، **معیاری درجہ حرارت اور دباؤ (STP)** * پر ہر ایک گیس کا حجم یکساں ہوگا۔ **معیاری درجہ حرارت اور دباؤ کا مطلب ہے 273.15 K (0°C) درجہ حرارت اور 1 بار (یعنی قطعی 10^5 پاسکل) دباؤ۔** یہ قدریں سمندر کی سطح پر پانی کے نقطہ انجماد (تقریبی) اور فضائی دباؤ کو ظاہر کرتی ہیں۔ **STP پر ایک آئیڈیل گیس یا آئیڈیل گیسوں کے مجموعے کا مولر حجم $22.71098\ L\ mol^{-1}$ ہوتا ہے۔**

جدول 5.2 میں کچھ گیسوں کے مولر حجم دیے گئے ہیں۔

کسی گیس کے مولوں کی تعداد کو مندرجہ ذیل طریقہ سے معلوم کر سکتے ہیں۔

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

* پچھلا معیار ابھی تک اکثر استعمال کیا جاتا ھے اور دس سال سے پرانے تمام کیمیائی آنکڑوں میں استعمال کیا جاتا ھے اس تعریف میں ایس ٹی پی وھی درجہ حرارت ظاھر کرتا ھے یعنی 0°C (273.15k) لیکن دباؤ 1atm سے کچھ زیادہ ھے (101.325 k Pa) کسی بھی گیس یا گیسوں کے اتحاد (Combination) کا ایک مول ایس ٹی پی پر 22.413996L حجم گھیرے گا۔

معیاری محصور درجہ حرارت اور دباؤ (SATP) حالات بھی کچھ سائنسی کاموں میں استعمال ہوتے ھیں۔ ایس اے ٹی پی حالات کا مطلب ھے 298.15k اور 1bar یعنی قطعی 10^5 پاسکل)۔ ایس اے ٹی پی پر (1 بار اور 298.15k) آئیڈیل گیس کا مولر حجم $24.789L\ mol^{-1}$ ہوتا ھے۔

© NCERT not to be republished

جدول 5.2 273.15k اور 1 بار (ایس ٹی پی) پر کچھ گیسوں کے لیٹر فی مول میں دیے گئے مولر حجم

آرگن	22.37
کاربن ڈائی آکسائڈ	22.54
ڈائی نائٹروجن	22.69
ڈائی آکسیجن	22.69
ڈائی ہائڈروجن	22.72
آئیڈیل گیس	22.71

جہاں m = متعلقہ گیس کی کمیت اور M، مولر کمیت

اس طرح

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

مساوات (5.13) کی ترتیب بدل کر اس طرح لکھ سکتے ہیں۔

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

یہاں 'd' گیس کی کثافت ہے۔ (5.14) سے ہم یہ نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں کہ کسی گیس کی کثافت اس کی مولر کمیت کے براہ راست تناسب میں ہوتی ہے۔

وہ گیس جو بائل کے قانون، چارلس کے قانون اور آووگاڈرو کے قانون کو پابندی سے مانتی ہے ایک **آئیڈیل گیس** (Ideal Gas) کہلاتی ہے۔ ایسی گیس فرضی ہوتی ہے۔ یہ مانا جاتا ہے کے آئیڈیل گیس کے سالموں کے درمیان بین سالمی قوتیں موجود نہیں ہوتی ہیں۔ اصل گیسیں ان قوانین کی صرف خاص حالات میں پابندی کرتی ہیں کہ جب باہمی عمل کی قوتیں برائے نام ہی موجود ہوں۔ باقی تمام حالات میں یہ آئیڈیل طرزعمل سے انحراف کرتی ہیں۔ اس انحراف کے بارے میں آپ اس باب میں آگے پڑھیں گے۔

5.6 آئیڈیل گیس مساوات (Ideal Gas Equation)

یہ تینوں قوانین جن کے بارے میں ہم نے اب تک پڑھا ہے ایک مساوات میں یکجا کئے جاسکتے ہیں جس کو ہم **آئیڈیل گیس مساوات** کہتے ہیں۔

مستقل T اور n پر $V \propto \frac{1}{p}$ **بائل کا قانون**

مستقل p اور n پر $V \propto T$ **چارلس کا قانون**

مستقل p اور T پر $V \propto n$ **ایووگاڈرو کا قانون**

اس طرح

$$V \propto \frac{nT}{p} \qquad (5.15)$$

$$\Rightarrow V = R\frac{nT}{p} \qquad (5.16)$$

جہاں R تناسب کا مستقلہ ہے۔ 5.16 کی ترتیب بدلنے سے ہمیں ملتا ہے

$$pV = n\,RT \qquad (5.17)$$

$$\Rightarrow R = \frac{pV}{nT} \qquad (5.18)$$

R کو گیس مستقلہ کہتے ہیں اور یہ تمام گیسوں کے لیے یکساں رہتا ہے۔ لہٰذا اس کو **آفاقی گیس مستقلہ** (Universal Gas Constant) بھی کہتے ہیں۔ مساوات 5.17 آئیڈیل گیس مساوات کہلاتی ہے۔

مساوات 5.18 بتاتی ہے کہ R کی قیمت ان اکائیوں پر منحصر ہے جس میں p, V اور T کی پیمائش کی جاتی ہے۔ اس مساوات میں اگر تین متغیروں کی قیمت معلوم ہو تو چوتھے کی معلوم کی جاسکتی ہے۔ اس مساوات سے ہم دیکھ سکتے ہیں کہ مستقل درجہ حرارت اور دباؤ پر کسی بھی گیس کے n مول کا حجم یکساں ہوگا کیونکہ $V = \frac{nRT}{p}$ اور n، R، T، اور p مستقل ہیں۔ یہ مساوات کسی بھی گیس کے لیے استعمال کی جاسکتی ہے ان حالات میں جب گیس کا طرزعمل آئیڈیل طرزعمل کی سمت ہوتا ہے۔ 1 مول آئیڈیل گیس کا حجم ایس ٹی پی حالات میں (273.15k اور 1 بار دباؤ) 22.710981 L mol^{-1} ہوتا ہے۔ ان حالات میں 1 مول آئیڈیل گیس کے لیے، R کی قیمت مندرجہ ذیل طریقے سے نکالی جاسکتی ہے۔

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

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

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

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

© NCERT not to be republished

پہلے استعمال کیے گئے اُن ایس ٹی پی حالات (0°C اور 1 فضائی دباؤ) R کی قدر 8.20578×10^{-2} L atm K^{-1} mol^{-1} ہوتی ہے۔

آئیڈیل گیس مساوات چار متغیروں کے درمیان تعلق کو ظاہر کرتی ہے اور یہ کسی بھی گیس کی حالت کا بیان کرتی ہے، لہٰذا، اسے **حالت کی مساوات** (Equation of State) بھی کہتے ہیں۔

آیئے اب آئیڈیل گیس مساوات کی طرف واپس چلتے ہیں۔ یہ متغیروں میں ایک ساتھ ہونے والی تبدیلیوں کا تعلق ہے۔ اگر کسی گیس کی متعین مقدار کے درجہ حرارت، حجم اور دباؤ T_1، V_1 اور p_1 سے T_2، V_2 اور p_2 میں تبدیل ہورہے ہیں تو ہم لکھ سکتے ہیں۔

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = nR$$ اور $$\frac{p_2V_2}{T_2} = nR$$

$$\Rightarrow \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \qquad (5.19)$$

مساوات (5.19) بہت مفید مساوات ہے۔ اگر چھ متغیروں میں سے کسی پانچ کی قیمت معلوم ہو تو چھٹے نا معلوم متغیرہ کی قیمت مساوات 5.19 سے معلوم کی جاسکتی ہے۔ اس مساوات کو **متحدہ گیس قانون** (Combined Gas Law) بھی کہتے ہیں۔

مسئلہ 5.3

25°C اور 760mm پارہ کے دباؤ پر ایک گیس 600mL حجم گھیرتی ہے۔ اس اونچائی پر اس کا دباؤ کیا ہوگا جہاں درجہ حرارت 10°C اور حجم 640 mL ہے؟

حل

p_1 = 760 mm Hg, V_1 = 600 mL

T_1 = 25 + 273 = 298 K

V_2 = 640 mL and T_2 = 10 + 273 = 283 K

متحدہ گیس قانون کے مطابق

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1T_2}{T_1V_2}$$

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

= 676.6 mm Hg

5.6.1 گیسی اشیا کی کثافت اور مولر کمیت (Density and Molar Mass of a Gaseous Substance)

آئیڈیل گیس مساوات کو مندرجہ ذیل طریقہ سے دوبارہ ترتیب دیا جاسکتا ہے۔

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

n کو $\frac{m}{M}$ سے تبدیل کرنے پر ہمیں حاصل ہوتا ہے

$$\frac{m}{M\,V} = \frac{p}{R\,T} \qquad (5.20)$$

$$\frac{d}{M} = \frac{p}{R\,T} \qquad (5.21)$$

جہاں d کثافت ہے۔

مساوات (5.21) کی ترتیب بدلنے سے بھی کسی گیس کی مولر کمیت معلوم کرنے کے لیے ایک تعلق حاصل ہوجاتا ہے۔

$$M = \frac{d\,RT}{p} \qquad (5.22)$$

5.6.2 جزوی دباؤ کا ڈالٹن کا قانون (Dalton's Law of Partial Pressures)

جان ڈالٹن نے 1801 میں یہ قانون وضع کیا تھا۔ اس کے مطابق غیر تعاملی گیسوں کے آمیزے کے ذریعہ ڈالا گیا **کل دباؤ انفرادی گیسوں کے جزوی دباؤ کے برابر ہوتا ہے۔** یعنی کہ وہ دباؤ جو یہ گیس اسی حجم کے برتن میں علیحدہ علیحدہ یکساں درجہ حرارت پر ڈالیں۔ گیسوں کے آمیزے میں ایک منفرد گیس کے ذریعہ ڈالا گیا دباؤ جزوی دباؤ کہلاتا ہے۔ ریاضیاتی طور پر

$$p_{total} = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots\ldots \qquad (5.23)$$ (T، V مستقل پر)

جہاں p_{total} گیسوں کے آمیزے کے ذریعہ ڈالا گیا کل دباؤ ہے اور p_1، p_2، p_3 وغیرہ گیسوں کے جزوی دباؤ ہیں۔

گیسیں عام طور پر پانی کے اوپر جمع کی جاتی ہیں۔ لہٰذا وہ مرطوب ہوتی ہیں۔ خشک گیس کا دباؤ مرطوب گیس کے کل دباؤ میں سے جس میں بخارات بھی شامل ہوں گے پانی کے بخارات کو گھٹا کر حاصل کیا جاسکتا ہے۔ سیر شدہ ابخرات کے ذریعہ ڈالا گیا دباؤ **آبی تناؤ** (Aqueous Tension) کہلاتا ہے۔ مختلف درجہ حرارت پر پانی کا آبی تناؤ جدول 5.3 میں دیا گیا ہے۔

$$p_{\text{خشک گیس}} = p_{\text{کل}} - \text{آبی تناؤ} \qquad (5.24)$$

© NCERT not to be republished

جدول 5.3 پانی کا آبی تناؤ (ابخارات کا دباؤ) درجہ حرارت کے تفاعل کے طور پر

درجہ حرارت/k	دباؤ/بار	درجہ حرارت/k	دباؤ/بار
273.15	0.0060	295.15	0.0260
283.15	0.0121	297.15	0.0295
288.15	0.0168	299.15	0.0331
291.15	0.0204	301.15	0.0372
293.15	0.0230	303.15	0.0418

مول کسر کی اصطلاح میں جزوی دباؤ

مان لیجیے درجہ حرارت T پر تین گیسیں جو حجم V میں مقید ہیں بالترتیب جزوی دباؤ p_1، p_2 اور p_3 ڈالتی ہیں، تو

$$p_1 = \frac{n_1 RT}{V} \qquad (5.25)$$

$$p_2 = \frac{n_2 RT}{V} \qquad (5.26)$$

$$p_3 = \frac{n_3 RT}{V} \qquad (5.27)$$

جہاں n_1، n_2 اور n_3 ان گیسوں کے مولوں کی تعداد ہے اس طرح کل دباؤ کے لیے علامت ہوگی

$$p_{\text{کل}} = p_1 + p_2 + p_3$$

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

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

p_1 کو $p_{\text{کل}}$ سے تقسیم کرنے پر ہمیں حاصل ہوگا۔

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

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

جہاں $n = n_1 + n_2 + n_3$

x_1، پہلی گیس کا مول کسر کہلاتا ہے۔

اس طرح $p_1 = x_1 p_{\text{کل}}$

اسی طرح باقی دو گیسوں کے لیے بھی ہم لکھ سکتے ہیں۔

$p_2 = x_2 p_{\text{کل}}$ اور $p_3 = x_3 p_{\text{کل}}$

لہٰذا ایک عام مساوات اس طرح لکھ سکتے ہیں:

$$p_i = x_i p_{\text{کل}} \qquad (5.29)$$

جہاں p_i اور x_i بالترتیب گیس کے جزوی دباؤ اور مول کسر ہیں۔ اگر گیسوں کے آمیزے کا کل دباؤ معلوم ہو تو منفرد گیسوں کے ذریعہ ڈالے گئے دباؤ کو مساوات 5.29 کی مدد سے نکالا جا سکتا ہے۔

مسئلہ 5.4

نیون اور ڈائی آکسیجن کے ایک آمیزے میں 70.6g ڈائی آکسیجن اور 167.5g نیون ہے۔ اگر سلینڈر میں گیسوں کے آمیزے کا دباؤ 25 بار ہے اس آمیزے میں ڈائی آکسیجن اور نیون کا جزوی دباؤ کیا ہوگا؟

حل

ڈائی آکسیجن کے مولوں کی تعداد $= \frac{70.6\text{g}}{32\text{g mol}^{-1}}$

$= 2.21$ مول

نیون کے مولوں کی تعداد $= \frac{167.5\text{g}}{20\text{g mol}^{-1}}$

$= 8.375$ مول

ڈائی آکسیجن کا مول کسر $= \frac{2.21}{2.21+8.375}$

$= \frac{2.21}{10.585}$

$= 0.21$

نیون کا مول کسر $= \frac{8.375}{2.21+8.375}$

$= 0.79$

دوسرے طریقے سے

نیون کا مول کسر $= 1 - 0.21$

$= 0.79$

گیس کا جزوی دباؤ = مول کسر × کل دباؤ

آکسیجن کا جزوی دباؤ $= (25 \text{ bar}) \times 0.21$

© NCERT not to be republished

= 5.25 bar

نیون کا جزوی دباؤ = (25 bar) × 0.79

= 19.75 bar

5.7 گیسوں کا حرکی سالمی نظریہ (Kinetic Molecular Theory of Gases)

اب تک ہم نے ان قوانین (مثلاً بائل کا قانون، چارلس کا قانون وغیرہ) کے بارے میں پڑھا ہے جو سائنسدانوں کے ذریعہ تجربہ گاہوں میں تحقیق کی بنیاد پر حاصل کیے گئے مشاہدات کے مختصر بیانات تھے۔ احتیاط کے ساتھ تجربہ کرنا سائنسی طریقہ کا ایک اہم پہلو ہے جو ہمیں یہ بتاتا ہے کہ کوئی ایک خاص نظام مختلف حالات میں کس قسم کے طرزعمل کا اظہار کرتا ہے۔ تاہم ایک مرتبہ جب تجرباتی حقائق قائم ہو جاتے ہیں تو سائنسداں کو یہ تجسس رہتا ہے کہ نظام ایک مخصوص طرزعمل کا اظہار کیوں کرتا ہے۔ مثال کے طور گیس کے قوانین یہ پیشین گوئی کرنے میں مدد کرتے ہیں کہ جب ہم گیسوں کو دباتے ہیں تو ان کا دباؤ بڑھ جاتا ہے۔ لیکن ہم یہ جاننا چاہیں گے کہ جب کسی گیس کو دبایا جاتا ہے تو سالمی سطح پر کیا ہوتا ہے؟ اپنے سوالات کے جواب دینے کے لیے ایک نظریہ کی تشکیل کی گئی ہے۔ تھیوری ایک ماڈل ہوتی ہے (یعنی ایک ذہنی/تصویر) جو ہمیں ہمارے مشاہدات کو بہتر طور پر سمجھنے میں مدد کرتی ہے۔ وہ نظریہ جو گیسوں کے طرزعمل کی تشریح کی کوشش کرتا ہے حرکی سالمی نظریہ (Kinetic Molecular Theory) کہلاتا ہے۔

گیسوں کے حرکی سالمی نظریے کے مفروضات مندرجہ ذیل ہیں۔ یہ مفروضات ایٹم اور سالموں سے متعلق ہیں جو دیکھے نہیں جاسکتے، لہٰذا یہ کہا جاسکتا ہے کہ یہ گیسوں کے خوردبینی ماڈل کی تصویر پیش کرتا ہے۔

- گیس مماثل ذرات (ایٹم یا سالمات) کی ایک کثیر تعداد پر مشتمل ہوتی ہیں جو اتنے چھوٹے اور ایک دوسرے سے اتنے دور ہوتے ہیں کہ سالموں کا اصل حجم ان کے درمیان کی خالی جگہ کے حجم کے مقابلہ میں قابل نظرانداز ہوتا ہے۔ انہیں نقطہ کمیت سمجھا جاتا ہے۔ یہ مفروضہ گیسوں کی بہت زیادہ دبائے جاسکنے کی صلاحیت کی وضاحت کرتا ہے۔
- ایک عام درجہ حرارت اور دباؤ پر گیس کے ذرات کے درمیان کوئی قوتِ کشش نہیں ہوتی۔ اس مفروضہ کو اس حقیقت کی حمایت حاصل ہے کہ گیسیں پھیلتی ہیں اور اس تمام جگہ کو گھیر لیتی ہیں جو انہیں دستیاب ہوتی ہے۔
- گیس کے ذرات ہمیشہ ایک مستقل اور بے ترتیبی سے گردش میں رہتے ہیں۔ اگر ذرات سکون کی حالت میں ہوتے اور مخصوص جگہ گھیرتے تو گیس کی ایک مستقل شکل ہوتی جو نہیں پائی گئی ہے۔
- گیس کے ذرات ایک سیدھی لائن میں ہر ممکن سمت میں حرکت کرتے ہیں۔ وہ آپس میں اور برتن کی دیوار سے ٹکراتے ہیں۔ برتن کی دیوار سے ذرات کے ٹکرانے کے نتیجہ میں ہی گیس کے ذریعہ دباؤ پڑتا ہے۔
- گیس کے ذرات کی کا ٹکراؤ مکمل طور پر الاسٹک (Ilastic) ہوتا ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ ٹکرانے سے پہلے اور ٹکرانے کے بعد ذرات کی کل توانائی یکساں رہتی ہے۔ ٹکرانے والے ذرات کے درمیان توانائی کا تبادلہ ہوسکتا ہے۔ ان کی انفرادی توانائی تبدیل ہوسکتی ہے لیکن ان کی کل توانائی یکساں رہتی ہے۔ اگر حرکی توانائی میں کمی ہوتی تو سالموں کی حرکت رک جاتی اور گیسیں بیٹھ جاتیں۔ یہ اس کے برخلاف ہے جو کہ مشاہدہ میں آتا ہے۔
- کسی ایک خاص وقت پر گیس کے مختلف ذرات کی رفتار مختلف ہوتی ہے۔ لہٰذا ان کی حرکی توانائی مختلف ہوتی ہے۔ یہ مفروضہ معقول ہے کیونکہ جیسے جیسے ذرات ٹکراتے ہیں۔ ہم توقع کرتے ہیں کہ ان کی رفتار بدل جائے گی۔ ابتدا میں اگرچہ تمام ذرات کی رفتار یکساں بھی ہوتی تو سالماتی تصادم اس یکسانیت کو ختم کر دیتا نتیجتاً ذرات کی رفتار مختلف ہوتی ہے جو مستقل تبدیل ہوتی رہتی ہے۔ یہ دکھانا ممکن ہے اگرچہ انفرادی رفتار تبدیل ہو رہی ہے پھر بھی ایک خاص درجہ حرارت پر رفتار کی تقسیم مستقل ہے۔
- اگر ایک سالمہ کی رفتار تغیر پذیر ہے، تو اس کی حرکی توانائی بھی تغیر پذیر ہوگی۔ ان حالات میں ہم صرف اوسط حرکی توانائی کی ہی بات کرسکتے ہیں۔ حرکی نظریہ میں یہ فرض کیا جاتا ہے کہ گیس کے سالموں کی اوسط حرکی توانائی مطلق درجہ حرارت کے براہ راست تناسب میں ہوتی ہے۔ یہ دیکھا گیا ہے کہ مستقل حجم پر گیس کو گرم کرنے پر اس کا دباؤ بڑھ جاتا ہے۔ گرم کرنے پر گیس کے ذرات

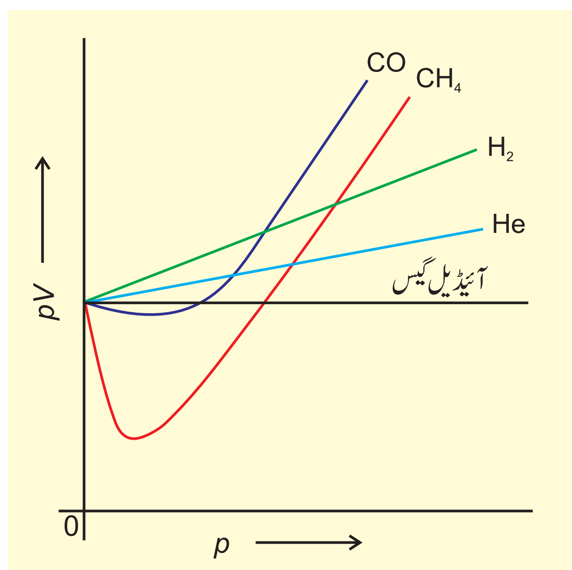
© NCERT not to be republished

کی حرکی توانائی بڑھ جاتی ہے اور یہ برتن کی دیوار پر زیادہ اور تیزی سے ٹکراتے ہیں جس سے دباؤ زیادہ پڑتا ہے۔

گیسوں کا حرکی نظریہ ہمیں پچھلے سیکشنوں میں مطالعہ کیے گئے گیسوں کے تمام قوانین کو نظریاتی طور پر حاصل کرنے میں مدد کرتا ہے۔ گیسوں کے حرکی نظریہ کی بنیاد پر کی گئی تمام تحسیبات اور پیشین گوئیاں تجرباتی مشاہدات کے ساتھ متفق پائی گئی ہیں اور اس طرح اس ماڈل کی درستگی کو قائم کرتی ہیں۔

5.8 حقیقی گیسوں کا طرزِ عمل ۔ آئیڈیل گیس طرزِ عمل سے انحراف (Behaviour of Real Gases: Deviation from Ideal Gas Behaviour)

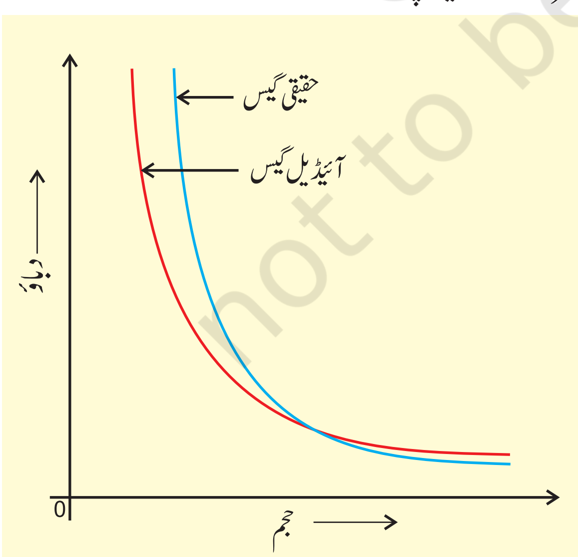
ہمارا گیسوں کا نظریاتی ماڈل تجرباتی مشاہدات سے بہت اچھی طرح میل کھاتا ہے۔ دشواری اس وقت پیدا ہوتی ہے جب ہم یہ جانچ کرتے ہیں کہ کس حد تک $pV = nRT$ تعلق گیسوں کے حقیقی دباؤ۔ حجم، درجہ حرارت کے تعلق کو دہراتا ہے۔ اس نقطہ کی جانچ کے لیے ہم گیسوں کا pV ۔ p گراف تیار کرتے ہیں، کیونکہ مستقل درجہ حرارت پر pV مستقل ہوجائے گا۔ (بائل کا قانون) اور تمام گیسوں کے لیے pV بمقابلہ p گراف x محور کے متوازی سیدھی لائن ہوگی۔ شکل 5.8 273k پر مختلف گیسوں کے لیے حقیقی اعداد و شمار کی مدد سے تیار کیے گئے پلاٹ کو دکھاتی ہے۔



شکل 5.8 حقیقی اور آئیڈیل گیسوں کے لیے pV بمقابلہ p گراف

یہ بہت آسانی سے دیکھا جاسکتا ہے کہ مستقل درجہ حرارت پر حقیقی گیسوں کے لیے pV بمقابلہ p گراف ایک سیدھی لائن نہیں ہے۔ آئیڈیل گیسوں سے انحراف اہم ہے۔ دو طرح کے منحنی نظر آرہے ہیں۔ ڈائی ہائڈروجن اور ہیلیم کے لیے جیسے جیسے p بڑھتا ہے pV کی قدر بھی بڑھتی ہے۔ دوسری گیسوں جیسے کاربن مونو آکسائڈ اور میتھین کے معاملے میں دوسری قسم کا گراف دیکھا گیا ہے۔ ان گرافوں میں پہلے آئیڈیل گیس سے منفی انحراف ہے۔ دباؤ بڑھنے کے ساتھ pV کی قدر گھٹتی ہے اور کمترین پر پہنچ جاتی ہے جو کسی گیس کی مخصوص قدر ہے اس کے بعد pV کی قدر میں اضافہ ہوتا ہے اور اس کے بعد منحنی آئیڈیل گیس کی لائن کو پار کرتا ہے اور اس کے بعد مسلسل مثبت انحراف دکھاتا ہے۔ اس سے ظاہر ہوتا ہے کہ حقیقی گیسیں تمام حالات میں آئیڈیل گیس کے طرزِ عمل کا اتباع نہیں کرتی ہیں۔

آئیڈیل طرزِ عمل سے انحراف اس وقت بھی نظر آتا ہے جب دباؤ بمقابلہ حجم کا گراف بنایا جاتا ہے۔ تجربہ کی بنیاد پر حاصل کیے گئے اعداد و شمار (حقیقی گیس کے) کے دباؤ۔ حجم گراف کو بائل قانون کے ذریعہ (آئیڈیل گیس کے) نظریاتی اعداد و شمار کے گراف پر منطبق (Coincide) ہونا چاہیے۔ شکل 5.9 میں یہ گراف دکھائے گئے ہیں۔ یہ ظاہر ہے کہ بہت زیادہ دباؤ پر پیائش کیا گیا حجم حساب لگائے گئے حجم سے زیادہ ہے۔ کم پر پیائش کیے گئے اور حساب لگائے گئے حجم ایک دوسرے کے نزدیک پائے گئے۔



شکل 5.9 حقیقی اور آئیڈیل گیس کے لیے دبائو ۔حجم گراف

© NCERT not to be republished

یہ دیکھا گیا ہے کہ حقیقی گیسیں سبھی حالات میں بائل کے قانون چارلس کے قانون اور آوگاڈرو کے قانون کا مکمل طور پر اتباع نہیں کرتیں، اب دوسوال پیدا ہوتے ہیں۔

(i) گیسوں کا آئیڈیل طرز عمل سے انحراف کیوں ہے؟

(ii) وہ کون سے حالات ہیں جب گیسیں آئیڈیل طرز عمل سے انحراف کرتی ہیں۔

پہلے سوال کا جواب ہمیں مل جائے گا اگر ہم حرکی نظریے کے مفروضات پر ایک بار پھر نظر ڈالیں۔ ہم دیکھیں گے کہ حرکی نظریے کے دو مفروضات ٹھیک نہیں ہیں۔

(a) گیس کے سالموں کے درمیان کوئی قوتِ کشش نہیں ہے۔

(b) گیس کے سالموں کا حجم ان کے ذریعہ گھیری گئی جگہ کے مقابلہ میں قابل نظرانداز ہوتا ہے۔

اگر مفروضہ (a) صحیح ہے تو گیس کبھی رقیق نہیں ہوگی۔ بہر حال ہم جانتے ہیں کہ گیس ٹھنڈا ہونے اور دبائے جانے پر رقیق میں تبدیل ہوتی ہیں اور یہ بھی کہ اس طرح بنی ہوتی رقیق کو دبانا بہت مشکل ہوتا ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ دافع قوتیں اتنی قوی ہیں کہ وہ تھوڑے سے حجم میں سالموں کو مزید بھینچنے سے روکتی ہیں۔ اگر مفروضہ (b) صحیح ہے تو تجرباتی اعداد وشمار (حقیقی گیس) اور بائل قانون (Ideal Gas) کے ذریعہ حساب لگائے گئے اعداد وشمار کے دباؤ بمقابلہ حجم گراف میں انطباق ہونا چاہیے۔

حقیقی گیسیں آئیڈیل گیس قوانین سے انحراف کرتی ہیں کیونکہ ان کے سالمہ ایک دوسرے سے باہم دگرعمل کرتے ہیں۔ زیادہ دباؤ پر گیسوں کے سالمے ایک دوسرے کے بہت نزدیک ہوتے ہیں۔ سالماتی باہم دگرعمل شروع ہوجاتا ہے۔ زیادہ دباؤ پر سالمے برتن کی دیواروں سے پوری قوت سے نہیں ٹکراتے کیونکہ وہ سالمی قوت کشش کی وجہ سے دوسرے سالموں کے ذریعہ واپس کھینچ لیے جاتے ہیں۔ یہ سالموں کے ذریعہ برتن کی دیوار پر ڈالے گئے دباؤ کو متاثر کرتا ہے۔ لہٰذا آئیڈیل گیس کے مقابلے میں حقیقی گیس کے ذریعہ ڈالا گیا دباؤ کم ہوتا ہے۔

$$p_{ideal} = p_{real} + \frac{an^2}{V^2} \qquad (5.30)$$

تصحیح رکن + مشاہداتی دباؤ

یہاں a ایک مستقلہ ہے۔

دافع قوتیں بھی اہم ہو جاتی ہیں۔ دافع باہم دگرعمل کم فاصلاتی باہم دگرعمل ہوتے ہیں اور یہ اس وقت اہم ہوتے ہیں جب سالمے تقریباً ایک دوسرے کے لمس میں ہوں۔ یہ حالت زیادہ دباؤ میں ہوتی ہے۔ دافع قوتیں سالموں کو چھوٹے لیکن ناقابل دخول پذیر کرّوں کی طرح برتاؤ کرنے کی وجہ بنتی ہیں۔ سالموں کے ذریعہ گھیرا گیا حجم بھی اہم ہو جاتا ہے کیونکہ حجم V میں حرکت کرنے کے بجائے اب وہ $(V-nb)$ حجم میں محدود ہوگئے ہیں، جہاں nb خود سالموں کے ذریعہ گھیرا گیا تقریباً کل حجم ہے۔ یہاں b ایک مستقلہ ہے۔ دباؤ اور حجم کے لیے ارکان کو مدِّ نظر رکھتے ہوئے ہم مساوات 5.17 کو اس طرح لکھ سکتے ہیں۔

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

مساوات 5.31 ون ڈروالس مساوات (Vander Waals Equation) کہلاتی ہے۔ اس مساوات میں n، گیس کے مولوں کی تعداد کو ظاہر کرتا ہے۔ مستقلہ a اور b ون ڈروالز مستقلے کہلاتے ہیں ان کی قیمت گیس کی خصوصیات پر منحصر ہوتی ہے۔ a کی قیمت گیس کے اندر بین سالمی قوتِ کشش کی وسعت کی پیائش ہوتی ہے اور یہ درجہ حرارت اور دباؤ پر منحصر نہیں ہوتی۔

بہت کم دباؤ پر بھی بین سالمی قوتیں اہم ہو جاتی ہیں۔ جب سالمے بہت ہی کم اوسط رفتار سے حرکت کرتے ہیں لہٰذا یہ قوت کشش کی بدولت ایک دوسرے کی گرفت میں آجاتے ہیں۔ حقیقی گیسیں آئیڈیل طرز عمل اس وقت ظاہر کرتی ہیں جب درجہ حرارت اور دباؤ کے حالات ایسے ہوں کہ بین سالمی قوت برائے نام ہی ہوں۔ حقیقی گیسیں آئیڈیل طرز عمل اس وقت ظاہر کرتی ہیں جب دباؤ صفر کی سمت جاتا ہے۔

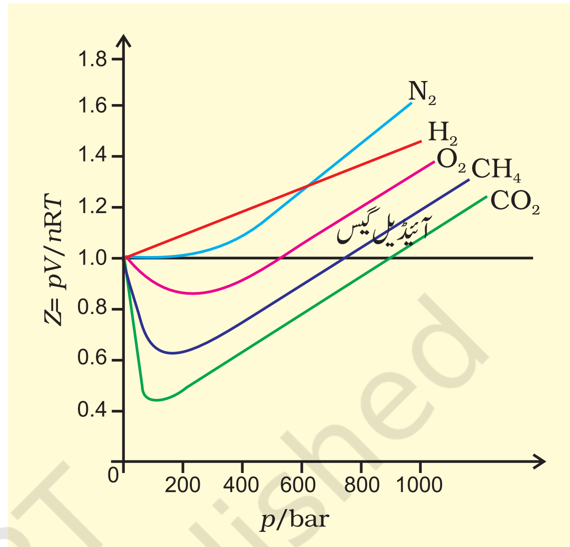
آئیڈیل طرز عمل سے انحراف کی پیائش کمپریسیبلٹی فیکٹر Z(Compressibility Factor) کی اصطلاح میں کی جاتی ہے جو حاصل pV اور nRT کے کی نسبت کی شکل میں ہوتا ہے۔ ریاضیاتی طور پر۔

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

آئیڈیل گیس کے لیے تمام درجہ حرارت اور دباؤ کے لیے $Z = 1$ ہوتا ہے کیونکہ $p = nRT$ Z کا p کے ساتھ گراف ایک سیدھی لائن میں ہوگا جو کہ دباؤ محور کے متوازی ہوگی (شکل 5.10)۔ ان گیسوں کے لیے

© NCERT not to be republished

جو آئیڈیل طرز عمل سے انحراف کرتی ہیں۔ Z کی قیمت اکائی سے انحراف کرے گی۔



شکل 5.10 کچھ گیسوں کے لیے کمپریسیبلٹی فیکٹر میں تغیر

بہت کم دباؤ پر تمام گیسیں جو دکھائی گئی ہیں ان کا $Z \approx 1$ ہے اور وہ آئیڈیل گیس کی طرح طرز عمل کرتی ہیں۔ زیادہ دباؤ پر تمام گیسوں کے لیے $Z > 1$ ہے۔ ان کو دبانا زیادہ مشکل ہے۔ درمیانی دباؤ پر زیادہ تر گیسوں کے لیے $Z < 1$ ہوتا ہے۔ **لہٰذا گیسیں آئیڈیل طرز عمل اس وقت ظاہر کرتی ہیں جب ان کے ذریعہ گھیرا گیا حجم اتنا زیادہ ہو کہ اس کے مقابلے میں سالموں کے لیے حجم کو نظر انداز کیا جا سکے۔** بالفاظ دیگر گیسوں کا طرز عمل اس وقت آئیڈیل ہو جاتا ہے جب دباؤ بہت کم ہوتا ہے۔ کوئی گیس کس حد تک آئیڈیل گیس قانون کا اتباع کرتی ہے اس کا انحصار گیس کی ماہیت اور درجہ حرارت پر ہوتا ہے۔ وہ درجہ حرارت پر جس پر کوئی حقیقی گیس کسی دباؤ کی قابل قبول وسعت تک آئیڈیل گیس قانون کا اتباع کرتی ہے **بائل درجہ حرارت یا بائل پوائنٹ** (Boile Point) کہلاتا ہے۔ کسی گیس کا بائل پوائنٹ اس کی فطرت پر منحصر ہوتا ہے۔ اپنے بائل پوائنٹ سے اوپر حقیقی گیسیں آئڈیل طرز عمل سے مثبت انحراف دکھاتی ہیں اور Z کی قیمت ایک سے زیادہ ہوتی ہے۔ سالموں کے درمیان قوت کشش بہت کمزور ہوتی ہے۔ بائل پوائنٹ سے نیچے حقیقی گیسیں پہلے دباؤ میں بڑھوتری کے ساتھ Z کی قیمت میں کمی دکھاتی ہیں جو ایک کمترین قیمت تک پہنچ جاتا ہے۔ دباؤ مزید بڑھانے سے Z کی قیمت مسلسل بڑھتی ہے۔ مندرجہ بالا وضاحت یہ دکھاتی ہے کہ کم دباؤ اور زیادہ درجہ حرارت پر گیسیں مثالی (آئیڈیل) طرز عمل کا اظہار کرتی ہیں۔ یہ حالات مختلف گیسوں کے لیے مختلف ہوتے ہیں۔

اگر ہم مندرجہ ذیل استخراج (Derivation) کو دیکھیں تو Z کی اہمیت میں زیادہ بصیرت حاصل ہوگی۔

$$Z = \frac{pV_{\text{real}}}{n\,RT} \qquad (5.33)$$

اگر گیس مثالی طرز عمل ظاہر کرتی ہے تو $V_{\text{ideal}} = \frac{n\,RT}{p}$ مساوات (5.33) میں $\frac{nRT}{p}$ کی قیمت رکھنے پر۔

$$Z = \frac{V_{\text{real}}}{V_{\text{ideal}}} \qquad (5.34)$$

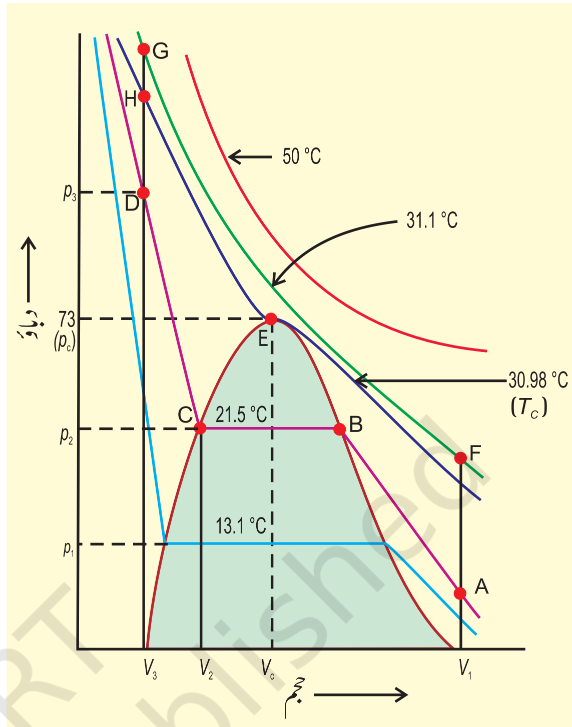
مساوات 5.34 سے دیکھ سکتے ہیں کہ کمپریسیبلٹی فیکٹر کسی گیس کے حقیقی مولر حجم اور اس کے اس مولر حجم کی نسبت ہوتا ہے جب وہ گیس اس درجہ حرارت اور دباؤ پر مثالی ہو۔

مندرجہ ذیل سیکشن میں ہم دیکھیں گے کہ گیسی حالت اور رقیق حالت میں فرق کرنا ممکن نہیں ہے اور رقیق کو ہم بہت کم حجم اور بہت زیادہ سالماتی کشش والے خطے میں گیسی حالت کا تسلسل ہی سمجھ سکتے ہیں ہم یہ دیکھیں گے کہ کس طرح گیسوں کے آئسوتھرم کے استعمال سے گیسوں کے حالات کی پیشین گوئی کی جا سکتی ہے۔

5.9 گیسوں کی اماعت (Liquifaction of Gases)

کسی شے کے دباؤ۔ حجم۔ درجہ حرارت تعلق سے متعلق مکمل اعداد و شمار گیس اور رقیق حالت کے لیے رقیق حالت میں سب سے پہلے تھامس اینڈ ریوز نے کاربن ڈائی آکسائڈ کے لیے حاصل کیے تھے۔ اس نے مختلف درجہ حرارت پر کاربن ڈائی آکسائڈ کے آئسوتھرم پلاٹ کیے (شکل 5.11)۔ بعد میں یہ پایا گیا کہ حقیقی گیسیں بالکل اسی طرح کا طرز عمل کرتی ہیں جیسے کہ کاربن ڈائی آکسائڈ۔ اینڈ ریوز نے دیکھا کہ اونچے درجہ حرارت پر آئیسوتھرم مثالی گیس کی طرح ہوتے ہیں اور بہت زیادہ دباؤ پر بھی بہت گیس کی اماعت نہیں کی جا سکتی۔ جیسے جیسے درجہ حرارت کم ہوتا ہے منحنی کی شکل بدلتی ہے اور اعداد و شمار مثالی طرز عمل سے کافی انحراف دکھاتے ہیں۔ 30.98°C پر کاربن ڈائی آکسائڈ 73 فضائی دباؤ تک گیس ہی رہتی ہے (شکل 5.11 میں نقطہ E)۔

© NCERT not to be republished



شکل 5.11 مختلف درجہ حرارت پر کاربن ڈائی آکسائیڈ کے آئسوتھرم

73 فضائی دباؤ پر پہلی مرتبہ رقیق کاربن ڈائی آکسائڈ نظر آتی ہے۔ درجہ حرارت 30.98°C کاربن ڈائی آکسائڈ کا **فاصل درجہ حرارت (T_C)** (Critical Temperature) کہلاتا ہے۔ یہ وہ زیادہ سے زیادہ درجہ حرارت ہے جس پر رقیق کاربن ڈائی آکسائڈ نظر آتی ہے۔ اس درجہ حرارت سے اوپر یہ گیس ہوتی ہے۔ فاصل درجہ حرارت پر کسی گیس کے ایک مول کا حجم **فاصل حجم (V_C)** اور اس درجہ حرارت پر دباؤ **فاصل دباؤ (P_C)** کہلاتا ہے۔ فاصل درجہ حرارت، دباؤ اور حجم فاصل مستقلے کہلاتے ہیں۔ دباؤ میں مزید اضافہ رقیق کاربن ڈائی آکسائڈ کو مزید دباتا ہے اور منحنی رقیق کی دبنے (پچکنے) کی صلاحیت کو ظاہر کرتا ہے۔ ڈھلان رقیق کے آئیسوتھرم کو ظاہر کرتا ہے۔ ہلکے سے پچکاؤ کے نتیجے میں دباؤ میں تیزی سے اضافہ ہوتا ہے جو رقیق کی پچکنے کی بہت کم صلاحیت کو ظاہر کرتا ہے۔ 30.98°C سے نیچے پچکنے پر گیس کا طرز عمل مختلف ہوتا ہے 21.5°C پر کاربن ڈائی آکسائڈ نقطہ B تک ہی گیس رہتی ہے۔ نقطہ B پر ایک خاص حجم کی رقیق ظاہر ہوتی ہے۔ مزید پچکاؤ سے دباؤ میں کوئی تبدیلی نہیں آتی۔ گیس اور رقیق کاربن ڈائی آکسائڈ ایک ساتھ موجود ہوتی ہیں۔ دباؤ کے مزید استعمال کے نتیجہ میں زیادہ گیس تکثیف ہوتی ہے یہاں تک کہ نقطہ C تک پہنچ جاتی ہے۔ نقطہ C پر تمام گیس کی تکثیف ہو جاتی ہے اور دباؤ کا مزید استعمال رقیق کو محض دباتا ہے جیسا کہ ڈھلان سے ظاہر ہے۔ حجم V_2 سے V_3 کے معمولی پچکاؤ سے دباؤ میں p_2 سے p_3 تک تیزی سے اضافہ ہوتا ہے (شکل 5.11)۔ 30.98°C (فاصل درجہ حرارت) سے نیچے ہر ایک منحنی یہی رجحان دکھاتا ہے۔ کم درجہ حرارت پر صرف افقی لائن کی لمبائی ہی بڑھتی ہے۔ فاصل نقطہ پر آئسوتھرم کا افقی حصہ ایک نقطہ میں ضم ہو جاتا ہے۔ لہٰذا ہم دیکھتے ہیں کہ شکل 5.11 میں ایک نقطہ جیسے کہ A گیسی حالت کو ظاہر کرتا ہے۔ ایک نقطہ جیسا کہ D رقیق حالت کو ظاہر کرتا ہے اور ایک نقطہ جو گنبد کی شکل کے علاقہ کے اندر رہتا ہے کاربن ڈائی آکسائڈ کی رقیق اور گیسی حالت میں توازن کو ظاہر کرتا ہے۔ تمام گیسیں مستقل درجہ حرارت پر دبائے جانے پر (Isothermal Compression) ایسا ہی طرز عمل ظاہر کرتی ہیں جیسا کہ کاربن ڈائی آکسائڈ کا ہوتا ہے۔ مندرجہ بالا بحث یہ سے یہ بھی ظاہر ہوتا ہے کہ اماعت کے لیے گیسوں کو ان کے فاصل درجہ حرارت سے نیچے تک ٹھنڈا کرنا چاہیے۔ فاصل درجہ حرارت کسی گیس کا وہ زیادہ سے زیادہ درجہ حرارت ہوتا ہے جس پر گیس کی اماعت پہلے ہوتی ہے۔ مستقل کہلائی جانے والی ایسی گیسوں (یعنی وہ گیسیں جو Z قیمت میں مسلسل مثبت انحراف دکھاتی ہیں) کی اماعت کے لیے ٹھنڈا کرنے اور پچکانے کی ضرورت ہوتی ہے۔ پچکانے سے سالمے ایک دوسرے کے قریب آتے ہیں اور ٹھنڈا کرنے سے ان کی حرکت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ لہٰذا بین سالمی باہم دگر عمل قریبی اور سست رو سالموں کو ایک جگہ باندھے رکھ سکتے ہیں اور گیس رقیق میں تبدیل ہوتی ہے۔

یہ ممکن ہے کہ گیس کو رقیق یا رقیق کو گیس میں ایک ایسے عمل کے ذریعہ تبدیل کرنا ممکن ہے جس میں ہمیشہ ہی ایک فیز (Phase) موجود ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر شکل 5.11 میں ہم درجہ حرارت میں اضافہ کرکے نقطہ A سے F تک عمودی طور پر جا سکتے ہیں، پھر مستقل درجہ حرارت پر گیس کو دبا کر اس آئیسوتھرم کے ذریعہ (آئیسوتھرم 31.1°C) نقطہ G تک پہنچ سکتے ہیں۔ دباؤ میں اضافہ ہوگا۔ اب ہم عمودی طور پر نیچے کی سمت D کی طرف درجہ حرارت کو کم کرتے ہوئے حرکت کر سکتے ہیں۔ جیسے ہی ہم فاصل آئیسوتھرم پر نقطہ H سے گزریں گے ہمیں رقیق حاصل ہوگا۔ ہمارا عمل رقیق پر مکمل ہوگا لیکن تبدیلیوں کے اس سلسلے میں ہم کسی بھی

© NCERT not to be republished

دو فیز والے مقام سے نہیں گزریں گے۔ اگر یہ عمل فاصل درجہ حرارت پر کیا جائے تو شے ہمیشہ ہی ایک فیز (Phase) میں رہتی ہے۔

اس طرح گیسی اور رقیق حالت میں ایک تسلسل ہوتا ہے۔ اس تسلسل کی پہچان کے لیے رقیق یا گیس کے لیے اصطلاح سیال (Fluid) کا استعمال کیا جاتا ہے۔ اس طرح رقیق کو ایک بہت کثیف گیس کی شکل میں دیکھا جاسکتا ہے۔ رقیق اور گیس میں صرف اس وقت ہی فرق کیا جاسکتا ہے جب سیال اپنے فاصل درجہ حرارت سے نیچے ہو اور اس کا دباؤ اور حجم گنبد کے اندر واقع ہو، کیونکہ اس حالت میں رقیق اور گیس ایک توازن میں ہوں گے اور دو فیز کو علیحدہ کرنے والی سطح بھی نظر آئے گی۔ اس سطح کی غیر موجودگی میں دونوں حالتوں میں فرق کرنے کی کوئی بنیادی تدبیر نہیں ہے۔ فاصل درجہ حرارت پر رقیق، گیسی حالت میں بتدریج آہستہ آہستہ اور مسلسل سرایت کرتی ہے۔ دونوں فیز کو علیحدہ کرنے والی سطح معدوم ہو جاتی ہے (سیکشن 5.10.1)۔ دباؤ ڈال کر ایک گیس کی فاصل درجہ حرارت سے نیچے اماعت کی جاسکتی ہے اور یہ اس شے کے بخارات کہلاتے ہیں۔ کاربن ڈائی آکسائڈ گیس اپنے فاصل درجہ حرارت سے نیچے کاربن ڈائی آکسائڈ بخارات کہلاتی ہے۔ کچھ عام اشیا کے فاصل مستقلے جدول 5.4 دیئے گئے ہیں۔

جدول 5.4 کچھ اشیا کے فاصل مستقلے

$V_C/dm^3\ mol^{-1}$	p_C/bar	T_C/K	شے
0.0650	12.97	33.2	H_2
0.0577	2.29	5.3	H_e
0.0900	33.9	126.0	N_2
0.0744	50.4	154.3	O_2
0.0956	73.9	304.10	CO_2
0.0450	220.6	647.1	H_2O
0.0723	113.0	405.5	NH_3

مسئلہ 5.5

گیس کے مخصوص فاصل درجہ حرارت ہوتے ہیں جن کا انحصار گیس کے ذرات کے درمیان بین سالمی قوت کی وسعت پر ہوتا ہے۔ امونیا اور کاربن ڈائی آکسائڈ کے فاصل درجہ حرارت بالترتیب 405.5k اور 304.10k ہیں۔ ان میں سے کون سی گیس پہلے رقیق بنے گی جب آپ انہیں 500k سے ان کے فاصل درجہ حرارت تک ٹھنڈا کرنا شروع کریں گے؟

حل

امونیا کی اماعت پہلے ہوگی کیونکہ اس کا فاصل درجہ حرارت پہلے پہنچے گا۔ CO_2 کی اماعت میں زیادہ ٹھنڈا کرنے کی ضرورت ہوگی۔

5.10 رقیق حالت (Liquid State)

گیسی حالت کے مقابلے میں رقیق حالت میں بین سالمی قوتیں زیادہ مضبوط ہوتی ہیں۔ رقیق اشیا میں سالمات اتنے قریب ہوتے ہیں کہ ان کے درمیان جگہ بہت کم ہوتی ہے اور عام حالات میں رقیق اشیا گیسوں کے مقابلہ زیادہ کثیف ہوتی ہیں۔

رقیق اشیا کے سالمات آپس میں بین سالمی قوت کشش کے ذریعہ جڑے ہوئے ہوتے ہیں۔ رقیق کا حجم متعین ہوتا ہے کیونکہ سالمے ایک دوسرے سے علیحدہ نہیں ہوتے۔ بہر حال، رقیق اشیا کے سالمے ایک دوسرے کے پاس سے آسانی سے گزر سکتے ہیں۔ اسی لیے رقیق اشیا بہہ سکتی ہیں۔ انڈیلی جاسکتی ہیں اور اس برتن کی شکل اختیار کرسکتی ہیں جس میں انہیں رکھا جاتا ہے۔

مندرجہ ذیل سیکشن میں ہم رقیق اشیا کی چند طبیعی خصوصیات جیسے بخاراتی دباؤ، سطحی تناؤ اور لزوجیت کے بارے میں پڑھیں گے۔

5.10.1 بخاراتی دباؤ (Vapour Pressure)

اگر ایک خالی کیے گئے برتن کو کسی رقیق سے جزوی طور پر بھر دیا جائے تو رقیق کا کچھ حصہ بخارات میں تبدیل ہوکر برتن کے باقی حجم کو بھر دے گا۔ پہلے تو رقیق کی تبخیر ہوگی اور بخارات کے ذریعہ دیواروں پر ڈالا گیا دباؤ (بخاراتی دباؤ) بڑھ جائے گا۔ کچھ دیر کے بعد وہ مستقل ہو جائے گا۔ رقیق فیز اور گیس فیز کے درمیان ایک توازن قائم ہو جائے گا۔ اس مقام پر بخاراتی دباؤ **متوازن بخاراتی دباؤ** (Equilibrium Vapour Pressure) یا **سیر شدہ بخاراتی دباؤ** (Saturated Vapour Pressure) کہلاتا ہے۔ چونکہ تبخیر کا عمل درجہ حرارت پر منحصر ہوتا ہے۔

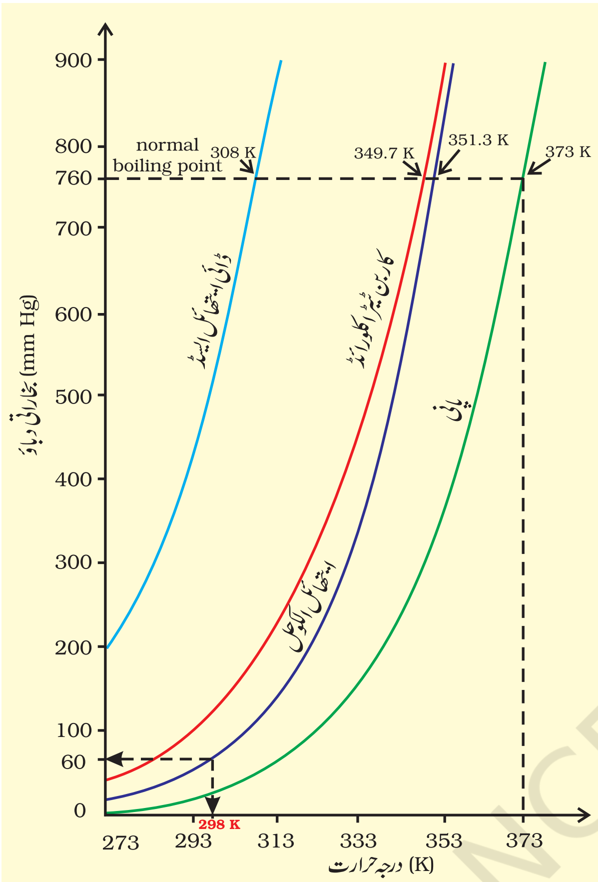
© NCERT not to be republished

لہٰذا کسی رقیق کے بخاراتی دباؤ کا ذکر کرتے وقت درجہ حرارت کا حوالہ دینا ضروری ہے۔

جب کسی رقیق شے کو کسی کھلے ہوئے برتن میں گرم کیا جاتا ہے تو رقیق کی تبخیر سطح سے ہوتی ہے۔ اس درجہ حرارت پر جب رقیق کا بخاراتی دباؤ بیرونی دباؤ کے برابر ہو جاتا ہے تو تبخیر رقیق میں ہر طرف ہوسکتی ہے اور بخارات آزادی کے ساتھ آس پاس پھیل سکتے ہیں۔ پوری رقیق کے اندر تبخیر کا عمل جوش کہلاتا ہے۔ وہ درجہ حرارت جب رقیق کا بخاراتی دباؤ بیرونی دباؤ کے برابر ہو جاتا ہے تو وہ اس دباؤ پر جوش کا درجہ حرارت (Boiling Temperature) کہلاتا ہے۔ شکل 5.12 میں کچھ رقیق اشیا کے بخاراتی دباؤ مختلف درجہ حرارت پر دیئے گئے ہیں 1 ایٹموسفیر دباؤ پر ابال کا درجہ حرارت **عام نقطہ جوش** کہلاتا ہے اگر دباؤ 1 بار ہے تو یہ رقیق کا **معیاری نقطہ جوش** کہلائے گا۔ کسی رقیق کا **معیاری نقطہ جوش** اس کے عام نقطہ جوش سے کچھ کم ہوتا ہے کیونکہ 1 بار دباؤ 1 ایٹموسفیر دباؤ سے کچھ کم ہوتا ہے۔ پانی کا عام نقطہ جوش 100°C (373k) ہوتا ہے۔ اس کا معیاری نقطہ جوش 99.6°C (372.6k) ہوتا ہے۔

زیادہ اونچائی پر فضائی کا دباؤ کم ہوتا ہے۔ اسی لیے زیادہ اونچائی پر سطح سمندر کے مقابلے میں رقیق اشیا کم درجہ حرارت پر ابلتی ہیں۔ چونکہ پہاڑوں پر پانی کم درجہ حرارت پر ابلتا ہے لہٰذا وہاں کھانا پکانے کے لیے پریشر کوکر کا استعمال کیا جاتا ہے۔ اسپتالوں میں سرجیکل آلات کو جراثیم سے پاک کر کے (Sterilization) خودکار بھٹی میں ابالا جاتا ہے جہاں سوراخ پر وزن رکھ کر دباؤ کو فضائی دباؤ سے اوپر بڑھا کر پانی کے نقطہ جوش کو بڑھایا جاتا ہے۔

جب رقیق کو بند برتن میں گرم کیا جاتا ہے تو اس میں جوش نہیں آتا۔ مسلسل گرم کرنے سے بخاراتی دباؤ بڑھتا ہے شروع میں رقیق اور بخاراتی فیز کے درمیان صاف حد نظر آتی ہے کیونکہ رقیق بخارات سے زیادہ کثیف ہوتی ہے۔ جیسے جیسے درجہ حرارت بڑھتا ہے زیادہ سے زیادہ سالمات بخاراتی فیز میں چلے جاتے ہیں اور بخارات کی کثافت بڑھ جاتی ہے۔ اسی کے ساتھ رقیق کی کثافت گھٹ جاتی ہے۔ وہ پھیلتی ہے کیونکہ سالمات ایک دوسرے سے دور ہوجاتے ہیں۔ جب رقیق اور بخارات کی کثافت ایک جیسی ہوجاتی ہے، رقیق اور بخارات کے درمیان واضح حد ختم ہوجاتی ہے۔ یہ درجہ حرارت **فاصل درجہ حرارت** (Critical Temperature) کہلاتا ہے جس کے بارے میں ہم پہلے ہی سیکشن 5.9 میں پڑھ چکے ہیں۔



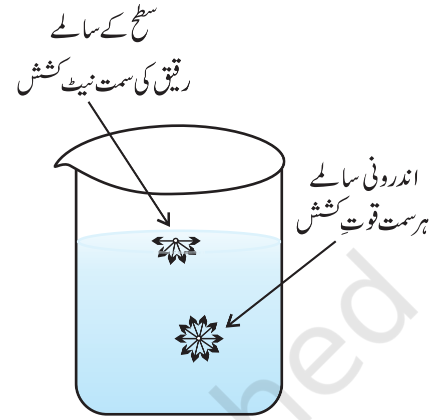
شکل 5.12 کچھ عام رقیق مادوں کا بخاراتی دبائو بمقابلہ درجہ حرارت منحنی

5.10.2 سطحی تناؤ (Surface Tension)

یہ ایک معلوم حقیقت ہے کہ رقیق اشیا برتن کی شکل اختیار کرلیتی ہیں۔ پھر ایسا کیوں ہوتا ہے کہ پارے کی چھوٹی بوندیں سطح پر پھیلنے کے بجائے گول موتیوں کی شکل اختیار کرلیتی ہیں؟ دریا کی تہہ میں مٹی کے ذرات علیحدہ علیحدہ ہوتے ہیں لیکن باہر نکالے جانے پر ایک دوسرے سے کیوں چپک جاتے ہیں؟ ایک پتلی اور باریک شعری (Capillary) نلی میں رقیق کی سطح کیوں بڑھ جاتی (یا گر جاتی) ہے جیسے ہی یہ شعری نلی رقیق کی سطح کو چھوتی ہے؟ یہ تمام عمل رقیق مادے کی ایک اہم خاصیت کی وجہ سے ہوتے ہیں جسے **سطحی تناؤ** (Surface Tension) کہتے ہیں۔ رقیق کے ڈھیر میں ایک سالمہ ہر ایک سمت سے بین سالمی قوتوں کو محسوس کرتا ہے۔ سالمہ، اسی وجہ سے کوئی نیٹ قوت محسوس نہیں کرتا۔ لیکن ان سالموں کے

© NCERT not to be republished

لیے جو رقیق کی سطح پر ہوتے ہیں کل قوت کشش رقیق کے اندرون کی سمت ہوتی ہے (شکل 5.13) جو کہ ان سالمات کی وجہ سے ہوتی جو اس کے نیچے ہوتے ہیں۔ چونکہ اس کے اوپر سالمات نہیں ہوتے۔



شکل 5.13 رقیق کی سطح اور اندر سالمات پر لگنے والی قوت

رقیق مادے اپنی سطح کو کم سے کم کرنے کی کوشش کرتے ہیں۔ سطح پر موجود سالمے نیچے کی سمت نیٹ قوت محسوس کرتے ہیں اور ان سالموں کے مقابلے میں زیادہ توانائی رکھتے ہیں جو رقیق کے اندر ہوتے ہیں اور کوئی نیٹ قوت محسوس نہیں کرتے۔ لہٰذا رقیق مادوں کی کوشش ہوتی ہے کہ سطح پر کم سے کم سالمے ہوں۔ اگر رقیق کی سطح کو ڈھیر میں سے سالمے کھینچ کر بڑھایا جائے تو قوت کشش پر قابو پانا ہوگا۔ اس میں توانائی خرچ کرنے کی ضرورت ہوگی۔ کسی رقیق کی سطح کا رقبہ ایک اکائی تک بڑھانے میں صرف ہونے والی توانائی سطحی توانائی کہلاتی ہے۔ اس کی جسامت $J m^{-2}$ ہے۔ سطحی تناؤ کی تعریف اس طرح بیان کی جاسکتی ہے کہ یہ فی اکائی لمبائی پر لگنے والی قوت ہے جو رقیق کی سطح پر کھینچی گئی لائن کے عمودی ہوتی ہے۔ اس کو یونانی (Greek) حرف γ (گاما) سے ظاہر کرتے ہیں۔ اس کی جسامت (Dimensions) $kg\ s^{-2}$ ہے اور SI اکائی میں اسے $N\ m^{-1}$ سے ظاہر کرتے ہیں۔ رقیق کی کمترین توانائی حالت اس وقت ہوگی جب اس کی سطح کا رقبہ کم سے کم ہوگا۔ کروی شکل اس حالت کو مطمئن کرتی ہے، اسی وجہ سے پارے کی بوندیں کروی شکل میں ہوتی ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ شیشے کے تیز کناروں کو گرم کرکے ہموار بنایا جاتا ہے۔ گرم کرنے پر شیشہ پگھلتا ہے اور رقیق کی یہ کوشش ہوتی ہے کہ وہ گولائی میں شکل اختیار کرے جو کناروں کو ہموار بناتا ہے۔ اس کو شیشے کی آتشی پالشنگ (Fire Polishing) کہتے ہیں۔

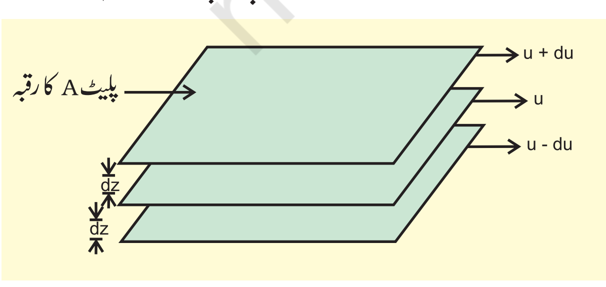
کیپلری کے اندر رقیق کی سطح میں اتار چڑھاؤ سطحی تناؤ کی وجہ سے آتے ہیں۔ رقیق مادّے چیزوں کو نم کر دیتے ہیں کیونکہ وہ اپنی سطح پر ایک پتلی پرت کی شکل میں پھیل جاتے ہیں۔ گیلی مٹّی کے ذرات زیادہ تر اس میں جڑے ہوئے ہوتے ہیں کیونکہ پانی کی پتلی پرت کی سطح کا رقبہ کم ہوجاتا ہے۔ یہ سطحی تناؤ ہے جو رقیق کی سطح کو کھینچنے کی صلاحیت فراہم کرتا ہے۔ ہموار سطح پر بوندیں کچھ پھیلی ہوئی ہوتی ہیں ایسا ثقل کے اثر کی وجہ سے ہوتا ہے۔ لیکن ثقل آزاد ماحول میں بوندیں مکمل گولائی میں ہوتی ہیں۔

رقیق میں سطحی تناؤ کی قدر (Magnitude) کا انحصار سالموں کے درمیان قوتِ کشش پر ہوتا ہے۔ جب قوت کشش زیادہ ہوتی ہے تو سطحی تناؤ بھی زیادہ ہوتا ہے۔ درجہ حرارت میں اضافہ سالموں کی حرکی توانائی کو بڑھاتا ہے۔ اور بین سالمی قوت کشش کم ہو جاتی ہے۔ لہٰذا درجہ حرارت بڑھنے سے سطحی تناؤ کم ہوجاتا ہے۔

5.10.3 لزوجیت (Viscosity)

یہ رقیق کی خصوصیات میں سے ایک ہے۔ لزوجیت بہاؤ میں مزاحمت کی پیمائش ہے جو سیال کی پرتوں کے درمیان اندرونی رگڑ سے اس وقت پیدا ہوتی ہے جب رقیق کے بہنے پر پرتیں ایک دوسرے پر پھسلتی ہیں۔ سالموں کے درمیان قوی بین سالمی قوتیں انہیں ایک دوسرے سے باندھے رکھتی ہیں اور پرتوں کی ایک دوسرے پر حرکت کی مزاحمت کرتی ہیں۔

جب کوئی رقیق شے کسی متعین سطح پر بہتی ہے تو وہ سالمات جو سطح کے براہ راست لمس میں ہوتے ہیں وہ سکونی ہوتے ہیں۔ متعین سطح سے جیسے جیسے اوپری پرتوں کا فاصلہ بڑھتا ہے ویسے ویسے ان کی رفتار بڑھتی ہے۔ اس قسم کا بہاؤ جہاں ایک پرت سے دوسری پرت کے بہاؤ کی رفتار میں لگاتار اضافہ ہوتا ہے۔ ورقی بہاؤ (Laminar Flow) کہلاتا ہے۔ اگر ہم بہتی ہوئی رقیق شے کی کوئی بھی پرت منتخب کریں (شکل 5.14) تو اس کے اوپر کی پرت اس کے بہاؤ کو تیز کرے گی اور اس کے نیچے کی پرت بہاؤ کو کم کرے گی۔



شکل 5.14 ورقی بہاؤ میں رفتار کی تبدیلی

© NCERT not to be republished

اگر ایک پرت کی رفتار dz فاصلہ پر du قدر سے تبدیل کر دی جائے تو ڈھلان رفتار کو $\frac{du}{dz}$ کی قدر سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔ پرتوں کے بہاؤ کو قائم رکھنے کے لیے ایک قوت کی ضرورت ہوتی ہے۔ یہ قوت پرتوں کے رقبہ لمس اور ڈھلان رفتار کے تناسب میں ہوگی۔ یعنی

$F \propto A$ (A رقبہ لمس ہے)

$F \propto \frac{du}{dz}$ (جہاں رفتار $\frac{du}{dz}$ ڈھلان ہے، فاصلہ کے ساتھ رفتار میں تبدیلی)

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

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

η **تناسبیت کا مستقلہ ہے اور یہ لزوجیت کا ضربیہ** (Coefficient of Viscosity) کہلاتا ہے۔ لزوجیت کا ضربیہ ایک قوت ہے جب رفتار ڈھلان اکائی اور رقبہ لمس اکائی رقبہ ہو۔ لہٰذا η لزوجیت کی پیمائش ہے۔ لزوجیت ضربیہ کی ایس آئی اکائی 1 نیوٹن سیکنڈ فی مربع میٹر ($N\ s\ m^{-2}$) = پاسکل سیکنڈ ($Pa\ s = 1 kg\ m^{-1}s^{-1}$) ہوتی ہے۔ سی جی ایس نظام میں لزوجیت ضربیہ کی اکائی پوائز (Poise) (عظیم سائنسدان جین لوئس پوائز یولی کے نام پر) ہے۔

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

جتنی زیادہ لزوجیت ہوگی رقیق کا بہاؤ اتنا ہی آہستہ ہوگا۔ ہائڈروجن بنڈش اور ون ڈر والز قوتیں اتنی قوی ہوتی ہیں کہ وہ بہت زیادہ لزوجیت پیدا کر سکیں۔ شیشہ ایک انتہائی لزوجی رقیق مادّہ ہے۔ یہ اتنا زیادہ لزوجی ہے کہ اس کی بہت سی خصوصیات ٹھوس سے ملتی جلتی ہوتی ہیں۔ تاہم شیشہ کی بہاؤ کی صلاحیت کو پرانی عمارتوں کی کھڑکیوں کے شیشوں کی موٹائی سے ناپا جاسکتا ہے۔ یہ اوپری حصے کی بہ نسبت تہہ میں موٹے ہوجاتے ہیں رقیق مادّوں کی لزوجیت میں درجہ حرارت میں اضافے کے ساتھ کمی واقع ہوتی ہے کیونکہ بہت زیادہ درجہ حرارت پر سالموں میں حرکی توانائی بہت زیادہ ہوتی ہے اور وہ بین سالمی قوتوں پر قابو پالیتے ہیں اور پرتوں کے درمیان ایک دوسرے پر پھیل سکتے ہیں۔

خلاصہ

مادّے کے ذرّات کے درمیان بین سالمی قوتیں کام کرتی ہیں۔ یہ قوتیں ان برقی سکونی قوتوں سے مختلف ہوتی ہیں جو دو مختلف چارج والے آینوں کے درمیان ہوتی ہے۔ ان میں وہ قوتیں بھی شامل نہیں ہوتیں جو کسی شریک گرفت سالمے میں ایٹموں کو شریک گرفت بنڈش کے ذریعہ باندھے رکھتی ہیں۔ حرکی توانائی اور بین سالمی باہمی عمل کے درمیان مقابلہ مادّے کی حالت تجویز کرتا ہے۔ مادّے کی کثیر تعداد (Bulk) کی خصوصیات جیسے گیسوں کا طرز عمل۔ ٹھوس اور رقیق کی خصوصیات۔ حالت میں تبدیلی وغیرہ اجزائے ترکیبی ذرات کی توانائی اور ان کے درمیان باہمی عمل کی قسم پر منحصر ہوتی ہیں۔ کسی شے کی حالت میں تبدیلی کے ساتھ اس کی کیمیائی خصوصیات میں تبدیلی واقع نہیں ہوتی۔ بلکہ تعاملیت اس کی طبیعی حالت پر منحصر ہوتی ہے۔

گیس کے ذرات کے درمیان باہمی عمل کی قوت برائے نام ہوتی ہے اور ان کی کیمیائی فطرت سے تقریباً مبرا ہوتی ہیں۔ قابل مشاہدہ خصوصیات جیسے دباؤ، حجم، درجہ حرارت اور کمیت کا ایک دوسرے پر انحصار گیس کے مختلف قوانین کی سمت لے جاتا ہے جو گیسوں کے تجرباتی مطالعے سے حاصل ہوتے ہیں۔ **بائل کا قانون** بتاتا ہے کہ آئسوتھرمل حالات (یعنی مستقل درجہ حرارت پر) پر ایک متعین مقدار کی گیس کا دباؤ اس کے حجم کے معکوس تناسب میں ہوگا۔ **چارلس کا قانون** آئیسوبارک (مستقل دباؤ پر) حالات میں حجم اور مطلق درجہ حرارت کا تعلق ہے۔ اس قانون کے مطابق ایک معین مقدار کی گیس کا حجم اس کے مطلق درجہ حرارت کے سیدھے تناسب میں ہوتا ہے ($V \propto T$) اگر کسی گیس کی حالت کو p_1, V_1 اور T_1 سے ظاہر کیا جائے اور وہ p_2 ، V_2 اور T_2 کی حالت میں تبدیل ہو جائے تو ان دونوں حالتوں کے تعلق کو متحد گیس کے قانون کے ذریعہ ظاہر کیا جاسکتا ہے جس کے مطابق $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$ ان میں سے کسی ایک نامعلوم متغیر کی قیمت معلوم کی جاسکتی ہے اگر باقی پانچوں کی قیمت

© NCERT not to be republished

معلوم ہو۔ **آوگاڈرو کے قانون** کے مطابق کہ تمام گیسوں کے یکساں حجم میں درجہ حرارت اور دباؤ کی یکساں حالت میں سالموں کی تعداد برابر ہوگی۔ **ڈالٹن کے جزوی دباؤ کے قانون** کے مطابق کہ غیر متعامل گیسوں کے آمیزے کا کل دباؤ ان گیسوں کے جزوی دباؤ کے حاصل جمع کے برابر ہوتا ہے اس طرح $p = p_1 + p_2 + p_3 + ...$ کے گیس کے دباؤ حجم، درجہ حرارت اور مولوں کی تعداد کے درمیان تعلق اس کی حالت کو بیان کرتے ہیں اور یہ گیس کی حالت کی مساوات کہلاتی ہے۔ مثالی گیس (Ideal Gas) کے لیے گیس کی حالت کی مساوات $pV = nRT$ ہوتی ہے جہاں R ایک گیس مستقلہ ہے اور اس کی قیمت کا انحصار دباؤ، حجم اور درجہ حرارت کی اکائیوں پر ہوتا ہے۔

بہت زیادہ دباؤ اور کم درجہ حرارت پر گیس کے سالموں کے درمیان بین سالمی قوتیں قوی طور پر کام کرنا شروع کر دیتی ہیں اور وہ ایک دوسرے کے قریب آجاتے ہیں۔ مناسب درجہ حرارت اور دباؤ کی حالت میں گیسوں کو رقیق میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ گیسوں کو کم حجم اور بہت قوی بین سالمی کشش کے علاقے میں گیس فیز کا تسلسل سمجھا جاسکتا ہے۔ رقیق کی کچھ خصوصیات، مثال کے طور پر سطحی تناؤ اور لزوجیت قوی بین سالمی قوت کشش کی وجہ سے ہوتی ہیں۔

مشقیں

5.1 30°C پر $500\ dm^3$ ہوا کو 1 بار دباؤ پر $200\ dm^3$ تک کمپریس کرنے کے لیے کم سے کم کتنے دباؤ کی ضرورت ہوگی؟

5.2 120mL کے ایک برتن میں 35°C اور 1.2 بار پر کسی گیس کی کچھ مقدار ہے گیس کو دوسرے برتن میں منتقل کیا گیا جس کا حجم 35°C پر 180mL ہے۔ اس کا دباؤ کیا ہوگا؟

5.3 حالت کی مساوات $pV = nRT$ کا استعمال کرتے ہوئے دکھایئے کہ ایک دیے گئے درجہ حرارت پر کسی گیس کی کثافت گیس کے دباؤ p کے تناسب میں ہوتی ہے۔

5.4 0°C پر کسی گیس کے آکسائڈ کی کثافت 2 بار دباؤ پر اتنی ہی ہے جتنی کہ ڈائی نائٹروجن کی 5 بار پر ہوتی ہے۔ اس آکسائڈ کی سالماتی کمیت کتنی ہے؟

5.5 ایک گرام مثالی گیس A کا دباؤ 27°C پر 2 بار پایا گیا ہے اسی درجہ حرارت پر جب 2 گرام دوسری مثالی گیس B اسی جار میں داخل کی جاتی ہے تو دباؤ 3 بار ہو جاتا ہے۔ ان گیسوں کی سالمی کمیتوں میں تعلق معلوم کیجیے۔

5.6 ایک نالی صاف کرنے والے ڈرینکس میں کچھ ذرات ایلومنیم کے ہیں جو کاسٹک سوڈا سے تعامل کر کے ڈائی ہائڈروجن گیس بناتے ہیں ایک بار اور 20°C پر کتنی ہائڈروجن پیدا ہوگی جب 0.15g ایلومنیم تعامل کرے گا؟

5.7 3.2g میتھین اور 4.4g کاربن ڈائی آکسائڈ کا آمیزہ کتنا دباؤ ڈالے گا جب انھیں 27°C پر $9dm^3$ کے فلاسک میں رکھا جائے گا؟

5.8 0.8 بار پر 0.5L H_2 اور 0.7 بار پر 2.0L ڈائی آکسیجن کے آمیزے کو جب 27°C پر 1L کے برتن میں رکھا جائے گا تو اس گیسی آمیزے کا دباؤ کتنا ہوگا؟

5.9 ایک گیسی کثافت 2 بار دباؤ اور 27°C پر $5.46g/dm^3$ پائی گئی ہے ایس ٹی پی پر اس کی کثافت کتنی ہوگی۔

5.10 0.1 بار اور 546°C پر 34.05mL فاسفورس کے بخارات کا وزن 0.0625g پایا گیا ہے۔ فاسفورس کی سالمی کمیت کیا ہے؟

5.11 ایک طالب علم ایک گول پیندے والے فلاسک میں 27°C پر تعاملی آمیزہ ڈالنا بھول گیا/گئی لیکن اس نے خالی فلاسک فلیم پر رکھ دیا۔ کچھ دیر بعد اسے اپنی غلطی کا احساس ہوا اور اس نے پائرومیٹر کی مدد سے فلاسک کا درجہ حرارت معلوم کیا جو کہ 477°C تھا۔ کتنا حصہ ہوا کا خارج ہو چکا ہے؟

© NCERT not to be republished

5.12 4.0 مول گیس کا درجہ حرارت معلوم کیجیے۔ جو 3.32 بار پر $5dm^3$ جگہ گھیرتی ہے۔

$(R = 0.083\ bar\ dm^3\ K^{-1}\ mol^{-1})$

5.13 1.4g ڈائی نائٹروجن گیس میں موجود الیکٹرانوں کی تعداد معلوم کیجیے۔

5.14 ایک گووگاڈرو عدد گیہوں کے دانے تقسیم کرنے میں کتنا وقت لگے گا اگر ایک سیکنڈ میں 10^{10} دانے تقسیم کیے جاتے ہیں؟

5.15 8g ڈائی آکسیجن اور 4g ڈائی ہائڈروجن کو اگر 27°C پر $1dm^3$ کے برتن میں رکھا جائے تو اس آمیزے کا کل دباؤ کتنا ہوگا؟

$(R = 0.083\ bar\ dm^3\ K^{-1}\ mol^{-1})$

5.16 پے لوڈ کی تعریف ہٹائی گئی ہوا کی کمیت اور غبارے کی کمیت کے فرق کے طور پر کی جاتی ہے۔ ایک غبارہ جس کا نصف قطر 10m کمیت 100kg ہے 27°C اور 1.66 بار پر ہیلیم گیس سے بھرا گیا ہے پے لوڈ معلوم کیجیے۔ (ہوا کی کثافت = $1.2\ kg\ m^{-3}$ اور $R = 0.083\ bar\ dm^3\ K^{-1}\ mol^{-1}$)

5.17 31.1°C اور 1 بار دباؤ پر CO_2 8.8g کا حجم معلوم کیجیے۔ $R = 0.083\ bar\ L\ K^{-1}\ mol^{-1}$

5.18 95°C پر 2.9g کوئی گیس یکساں دباؤ پر اتنا ہی حجم گھیرتی ہے جتنا کہ 17°C پر 0.184g ڈائی ہائڈروجن اس دباؤ پر گھیرتی ہے۔ گیس کی مولر کمیت کیا ہے؟

5.19 1 بار دباؤ پر ڈائی ہائڈروجن اور ڈائی آکسیجن کے آمیزے میں وزن کے اعتبار سے 20% ڈائی ہائڈروجن ہے۔ ڈائی ہائڈروجن کا جزوی دباؤ معلوم کیجیے۔

5.20 مقدار pV^2T^2/n کے لیے ایس آئی اکائی کیا ہوگی؟

5.21 چارلس کے قانون کی اصطلاح میں واضح کیجیے کہ 273°C - کمترین ممکنہ درجہ حرارت کیوں ہے؟

5.22 کاربن ڈائی آکسائڈ اور میتھین کے لیے فاصل درجہ حرارت 31.1°C اور 81.9°C– ہیں۔ ان میں سے کس میں بین سالمی قوتیں زیادہ مضبوط ہوں گی اور کیوں؟

5.23 ون ڈر والز پیرا میٹر کی طبعی اہمیت کی وضاحت کیجیے۔

© NCERT not to be republished