

مادہ کی حالتیں (States of Matter)

برف کا گالا زمین پر گرتا ہے۔ پھر بھی زیادہ دیر نہیں رکتا۔
مادر گیتی پر اس کی ہلکی سی پکڑ ہے
قبل اس کے کہ سورج اسے واپس بادل میں بدل دیتا ہے کہ جہان سے وہ آیا ہے یا پھر
پانی میں سنگلاخ ڈھلان سے نیچے لزہک جاتا ہے ॥
روڈ۔ او۔ کوئنر

مقاصد

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

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

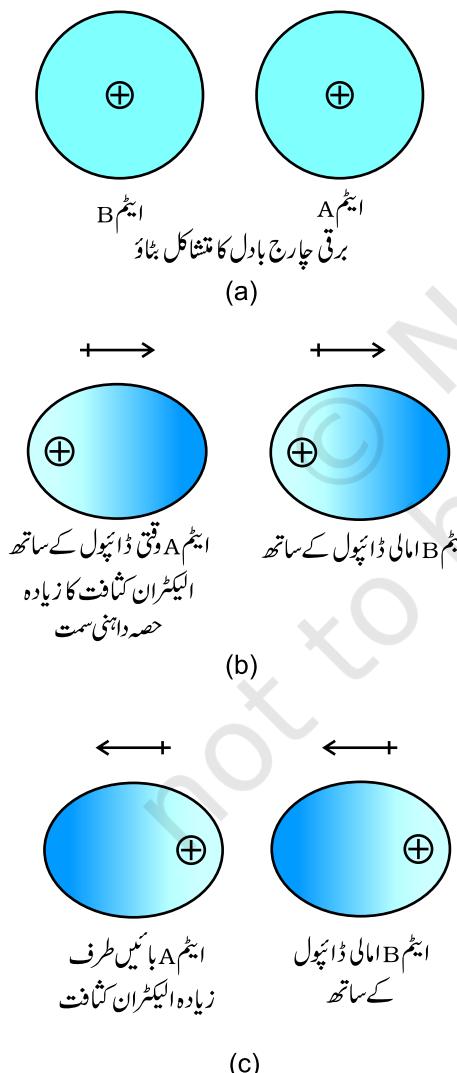
تعارف

گزشتہ اکائیوں میں ہم نے مادہ کے واحد ذرہ سے متعلق خصوصیات کے بارے میں پڑھا تھا۔ جیسے کہ اٹیٰ سائز، آیونائزیشن اپتھاپی، الکٹرانی چارج کثافت، سالمی ساخت اور قطبیت وغیرہ وغیرہ۔ کیمیائی نظام کی زیادہ تر قابل مشاہدہ خصوصیات جن سے ہم واقف ہیں وہ مادہ کی جسمی خصوصیات کو ظاہر کرتی ہیں۔ جیسا کہ وہ خصوصیات جو مادہ کے ایتم، آئین یا سالمات کی کثیر تعداد سے تعلق رکھتی ہیں۔ مثال کے طور پر کی ریقق کے ایک ذرہ میں ابال نہیں آتا جبکہ کثیر تعداد میں ذرات اُلتتے ہیں۔ پانی کے ذرات کا مجومہ 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 ریقق 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، لعنى 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۔

5.1.1 انتشاری قوتیں یا لندن قوتیں

(Dispersion Forces or London Forces)

ایٹم اور غیر قطبی سالمے بر قی طور پر تنشاکل ہوتے ہیں اور ان میں ڈائپول مومنٹ نہیں ہوتا کیونکہ ان کے بر قی چارج بادل تنشاکلی بکھرے ہوئے ہوتے ہیں۔ لیکن اس قسم کے ایٹموں اور سالموں میں بھی وقتی ڈائپول پیدا ہو سکتا 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)] یہ ہو سکتا ہے کہ ایک ایٹم مان لیجیے A پر بر قی چارج بناو و قی طور پر غیر تنشاکل ہو جائے۔ یعنی، چارج بادل ایک سمت زیادہ ہو جائے (شکل (b) اور (c)) اس کی وجہ سے بہت کم وقت کے لیے



شکل 5.1 ایٹموں کے درمیان انتشاری قوتیں یا لندن قوتیں

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 مختصر ہوتی ہے۔ تجربات کے ذریعہ حاصل کیے گئے اعداد و شمار کی تحسیب میں اکثر ہمیں ماذہ کی حالت کی جانکاری کی ضرورت ہوتی ہے لہذا ایک کیمیاں والے 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 ترقیت اور گئی حالت کی خصوصیات۔ ابتدا میں یہ ضروری ہو جاتا ہے کہ ہم یہیں سالمی قوتیں کی فطرت، سالماتی باہم دیگر عمل اور ذرات کی حرکت پر حرارتی توانائی کے اثرات کو سمجھیں کیونکہ ان کے درمیان توازن ماذہ کی حالت کو معین کرتا ہے

5.1 بین سالماتی قوتیں

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

بین سالماتی قوتیں ڈچ سائنس وال جوہن ون ڈر والز (1837-123) کے اعزاز میں ون ڈر والز قوتیں کہلاتی ہیں جنہوں نے حقیقی گیسوں کے مثالی طرز عمل سے انحراف کو ان قوتیں کی بنیاد پر واضح کیا تھا۔ اس کے بارے میں ہم اس اکائی میں آگے پڑھیں گے۔ ون ڈر والز قوتیں میں بہت مختلف ہوتی ہیں اور اس میں قوت انتشار یا لندن قوتیں، ڈائپول۔ ڈائپول قوتیں، اور ڈائپول قوتیں شامل ہیں۔ ڈائپول تعامل کی ایک خصوص قوتی شکل ہائے رو جن بندش ہے۔ ہائے رو جن بندش میں صرف عناصر ہی حصہ لیتے ہیں لہذا اس کو ایک علیحدہ نمرے میں شامل کرتے ہیں۔ اس تعامل کے بارے میں ہم اکائی 4 میں پڑھ چکے ہیں۔

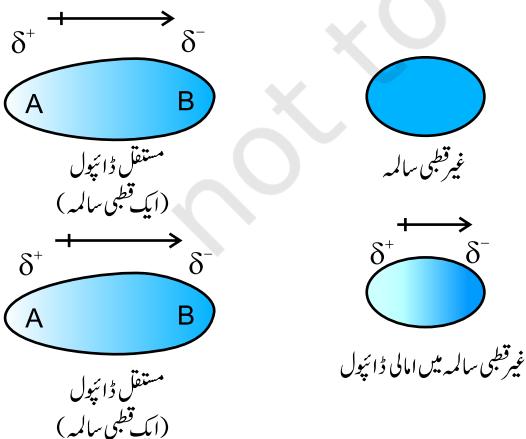
اس مقام پر یہ جانتا ہم ہے کہ ایک آئین اور ایک ڈائپول کے درمیان قوت کشش، آئین ڈائپول قوت کہلاتی ہے اور یہ ون ڈر والز قوت نہیں ہوتی۔ اب ہم ون ڈر والز قوتیں کی مختلف اقسام کے بارے میں پڑھیں گے۔

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

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

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 برتنی طور پر تعديلی سالموں کے الیکٹرانی بادلوں کو مسخ کر کے ان میں ڈائپول کی اماليت کرتے ہیں (شکل 5.3)۔ اس طرح دوسرے سالے میں امالی ڈائپول پیدا ہو جاتا ہے۔ اس معاملے میں بھی باہمی عمل کی توانائی $1/r^6$ کے تناوب میں ہوتی ہے جہاں r دو سالموں کے درمیان کا فاصلہ ہے۔ امالی ڈائپول مومنت کا انحرصار مستقل ڈائپول میں



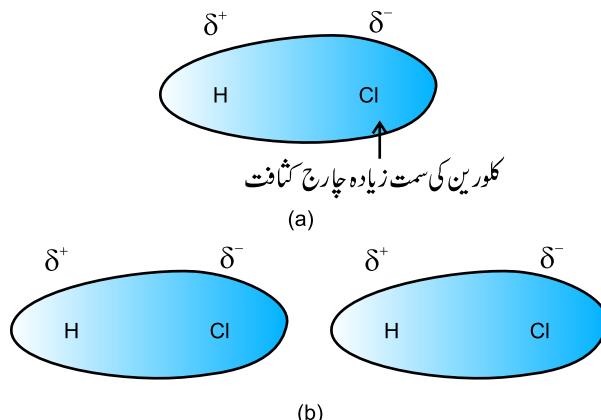
شکل 5.3 مستقل ڈائپول اور امالی ڈائپول کے درمیان ڈائپول۔ امالی ڈائپول باہمی عمل

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

ایم 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 جنم طیعتیات داں فرڑ 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 وقتی ہمیشہ کشش کی ہوتی ہیں اور باہم ڈگر عمل کی توانائی دو باہمی عمل کرنے والے ذرات کے درمیان کے فاصلے کی چھٹی قوت کے مقلوب تناوب میں ہوتی ہیں (یعنی $1/r^6$ جہاں r دو ذرات کے درمیان کے فاصلے کو ظاہر کرتا ہے)۔ یہ وقتی بہت کم فاصلے (~500 pm) کے لیے ہی اہم ہوتی ہیں اور ان کی وسعت ذرات کے درمیان و قطبیت کی صلاحیت پر مختص 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 چار جوں کو یونانی حرف ڈیلٹا (δ) سے ظاہر کرتے ہیں۔ جزوی چارج ہمیشہ ہی اکائی برتنی چارج ($C = 1.6 \times 10^{-19}$) سے کم ہوتا ہے۔ قطبی سالے پڑوی سالموں کے ساتھ باہمی عمل کرتے ہیں۔ شکل 5.2(a) ہائیروجن ڈائپول میں الیکٹرانی بادل کی تقسیم کو دکھاتی ہے اور شکل 5.2(b)



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

5.2 حرارتی توانائی (Thermal Energy)

کسی شے کے ایٹموں یا سالموں کی حرکت سے پیدا ہونے والی توانائی حرارتی توانائی ہوتی ہے۔ یہ شے کے درجہ حرارت کے برابر راست تناوب ہی ہوتی ہیں۔ یہ مادے کے ذرات کی اوسط حرکتی توانائی کی پیمائش 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 میں سالیٰ قوتیں بمقابلہ حرارتی باہمی عمل (Intermolecular forces vs Thermal Interaction)

ہم یہ پہلے ہی پڑھ چکے ہیں کہ میں سالیٰ قوتیں سالموں کی بیکجا رکھنے کی کوشش کرتی ہیں لیکن سالموں کی حرارتی توانائی ان کو علیحدہ رکھنے کی کوشش کرتی ہے۔ سالموں میں میں سالیٰ قوتیں اور حرارتی توانائی کے درمیان توازن کے نتیجہ میں مادے کی تین فتمیں ہوتی ہیں۔

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



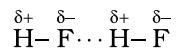
ہم مادے کی تین حالتوں کے وجود کی وجہات کے بارے میں پہلے ہی پڑھ چکے ہیں اب ہم گیس اور ریقن حالتوں کے بارے میں مزید معلومات حاصل کریں گے اور ان قوانین کے بارے میں پڑھیں گے جو

موجود ڈائپول مومنٹ اور بر قی طور پر تبدیل سالمی کی قطبیت کی صلاحیت پر ہوتا ہے۔ ہم اکائی 4 میں پڑھ چکے ہیں کہ بڑی جسامت کے سالموں آسانی سے قطبی بنائے جاسکتے ہیں۔ قطبیت کی اعلیٰ صلاحیت باہمی عمل کی کشش کو بڑھاتی ہے۔

اس معاملے میں بھی انتشاری قوتیں 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 جا چکا 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، H—O اور H—F موجود ہوتے ہیں۔ اگرچہ سمجھا جاتا ہے کہ ہائڈروجن بند محض N,O,F اور Cl تک ہی محدود ہوتا ہے لیکن جیسی فتمیں بھی ہائڈروجن بند بنانے میں حصہ لیتی ہیں۔ ہائڈروجن بند کی توانائی $10 \text{ mol}^{-1} \text{ kJ}$ تک بڑھتی ہے۔ یہ توانائی کی ایک اہم مقدار ہوتی ہے؛ لہذا، ہائڈروجن بند بہت سے مركبات، مثلاً پروٹین اور نیوکلک ایسٹ کی ساخت اور خصوصیات معلوم کرنے میں بہت مضبوط قوت ہوتی ہے۔ ہائڈروجن بند کی قوت ایک سالمی کے بر قی مقنی ایٹم کے الکٹرانوں کے تھا جوڑے اور دوسرے سالمی کے ہائڈروجن ایٹم کے درمیان کوئی کلمب باہمی عمل کے ذریعہ معلوم کی جاتی ہے۔ مندرجہ ذیل ڈائیگرام ہائڈروجن بند کی تشکیل کو ظاہر کرتا ہے۔



اب تک زیر بحث تمام میں سالیٰ قوتیں کشش کی قوت میں تھیں دوسری طرف سالموں میں بھی دافعہ قوت ہوتی ہے جب دو سالمی ایک دوسرے کے قریب لائے جاتے ہیں تو دونوں سالموں کے الکٹران 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 ریقن اور ٹھوس کو دبنا مشکل ہوتا ہے۔ ایسی حالتوں میں سالموں پہلے سے ہی بہت نزدیک ہوتے ہیں لہذا مزید دباؤ کی وہ مخالفت کرتے ہیں کیونکہ ایسا کرنے پر ان کے درمیان دافع باہمی عمل بڑھ جاتا ہے۔

- 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 ووتیں برائے نام ہی ہوتی ہیں۔ ان کے طرز 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 جنم، درجہ حرارت اور کمیت نہایت اہم ہیں کیونکہ ان متغیرات میں تعلقات گیس کی حالت کو بیان کرتا ہے۔ ان متغیرات کے باہمی انحراف 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 طبعی خصوصیات کے متعلق کی جانے والی کئی صد یوں کی تحقیق کا نتیجہ ہیں۔ گیسوں کی خصوصیات پر پہلی معتبر پیمائش انگلو آرٹش سائنسدار رابرٹ بالک نے 1662 میں کی تھی۔ جو قانون وضع کیا گیا اسے بالک کا قانون کہتے ہیں۔ بعد میں گرم ہوا کے غباروں کی مدد سے ہوا میں اڑنے کی کوشش نے جیکوئس چارلس اور جوزف لیوس کے لیوسک میں مزید گیس کے قوانین دریافت کرنے کی تحریک پیدا کی۔ آؤ گاڑرو اور دیگر سائنسداروں نے گیسوں سے متعلق کافی معلومات فراہم کیں۔

5.5.1 بالک کا قانون (دباؤ۔ جنم تعلق)

(Pressure-Volume Relationship)

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

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

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

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

5.4 گیسی حالت (Gaseous State)

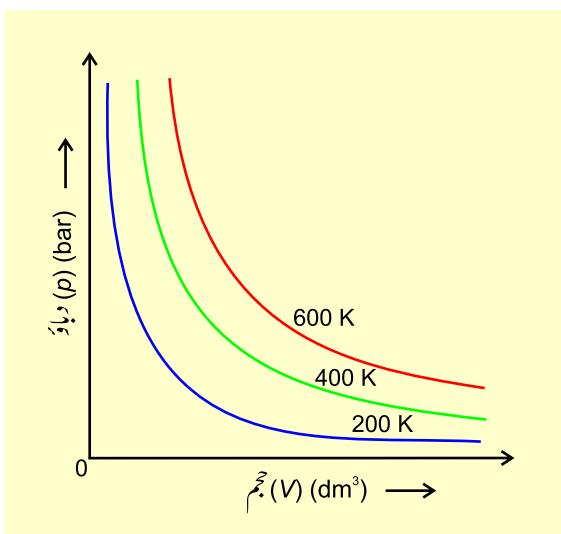
یہ مادہ کی سب سے سادہ حالت ہے۔ تمام عمر ہم ہوا کے سمندر میں غرق رہتے ہیں جو گیسوں کا آمیزہ ہے۔ ہم اپنی زندگی کرہ باد کی سب سے بچلی سطح میں گزارتے ہیں جو ٹروپوسفیر کہلاتی ہے یہ سطح زمین پر کشش ثقل کی وجہ سے قائم رہتی ہے۔ کرہ باد کی پتلی سی تہہ ہماری زندگی کے لیے نہایت اہم ہے۔ یہ میں نقصان دہ اشعاع سے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

آئیے اب ہم ان اشیا کے طرز 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 عنصر 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 عنصر جو صرف گیسی حالت میں پائے جاتے ہیں گیسی حالت کی مندرجہ ذیل طبعی خصوصیات ہوتی ہیں۔

- گیسیں بہت زیادہ دبائے جانے کے لائق ہوتی ہیں۔
- گیسیں سبھی سمنتوں میں یکساں دباؤ ڈالتی ہیں۔
- گیسوں کی کثافت ٹھوس اور قیق سے بہت کم ہوتی ہے۔
- گیسوں کی شکل اور جنم متعین نہیں ہوتے۔ یہ بتن کی شکل اور جنم اختیار کر لیتی ہیں۔



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

شکل 5.5 میں بال 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 آئیسوثرم (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 دو گنا 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) کے درمیان گراف کو دکھاتی ہے۔ یہ ایک سیدھی لائن ہے جو مبدأ سے گزرتی ہے۔ تاہم زیادہ دباؤ پر گیس بال کے

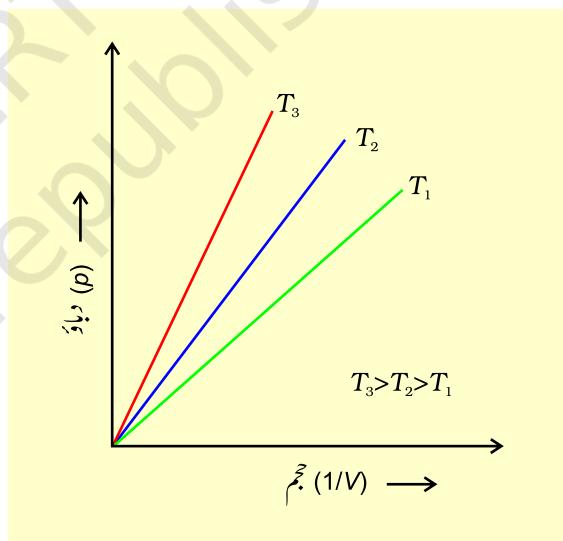
جہاں k_1 تابیت کا مستقلہ ہے۔ k_1 کی قیمت گیس کی مقدار، گیس کے درجہ حرارت اور p/V کی اکائیوں پر مخصر ہوتی ہے۔ مساوات (5.2) کو دوبارہ لکھنے پر ہمیں مندرجہ ذیل ہے۔

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

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 پھیلاو اس طرح ہوتا ہے کہ p_2 دباؤ پر V_2 ہو جاتا ہے تو بال کے قانون کے مطابق

$$(5.4) \quad p_1 V_1 = p_2 V_2$$

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



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

جدول 5.1 CO_2 مول 0.09 پر دباؤ کے اثرات

$pV/10^2 \text{ Pa m}^3$	$(1/V)/\text{m}^{-3}$	$10^{-3} \text{ m}^3/\text{gm}$	$10^4 \text{ Pa}/\text{dm}^3$
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

5.5.2 چارلس کا قانون (درجہ حرارت- حجم تعلق)

Charles' Law Temperature-Volume (Relationship)

چارلس اور گے لیوسک نے گرم ہوا غبارہ ٹیکنا لو جی کو بہتر بنانے کے لیے گیسوں پر انفرادی طور پر مختلف تجربات کیے۔ ان کی تلاش نے دھایا کہ مستقل دباؤ پر ایک مستقل مقدار کی گیس کے حجم میں درجہ حرارت بڑھانے پر اضافہ ہوتا ہے اور ٹھینڈا 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۔ لہذا اگر کسی گیس کے حجم 0°C اور $t^{\circ}\text{C}$ پر بالترتیب V_0 اور V_t ہیں تو:

$$\begin{aligned} V_t &= V_0 + \frac{t}{273.15} V_0 \\ \Rightarrow V_t &= V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15}\right) \\ \Rightarrow V_t &= V_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15}\right) \end{aligned} \quad (5.6)$$

اس مقام پر ہم درجہ حرارت کے ایک نئے پیمانے کی تعریف پیان کر سکتے ہیں کہ اس نئے پیمانہ پر $t^{\circ}\text{C}$ کو $T = 273.15 + t^{\circ}\text{C}$ کی طرح دیا جاسکتا ہے اور 0°C کو $T_0 = 273.15^{\circ}\text{K}$ دکھائیں گے۔ درجہ حرارت کا یہ نیا پیمانہ کیلوون درجہ حرارت پیمانہ (Kelvin Temperature Scale) یا مطلق درجہ حرارت پیمانہ (Absolute Temperature Scale) کہلاتا ہے۔

اس طرح سیلیسیس 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 کیلوون پیمانہ درجہ حرارت کا قریب میڈیم اسکیل بھی کہلاتا ہے اور تمام سائنسی کاموں میں استعمال کیا جاتا ہے۔

لہذا درجہ حرارت کو کیلوون پیمانے پر حاصل کرنے کے لیے ہم سیلیسیس درجہ حرارت میں 273.15 (273 زیادہ صحیح طور پر) جمع کر دیتے ہیں۔

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

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 دبی ہوئی کمیت کی گیس کو دبایا جاتا ہے تو سالموں کی وہی تعداد چھوٹی جگہ کو گھیرتی ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ اوپر ڈباؤ پر گیسیں زیادہ لثیف ہو جاتی 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 معین مقدار کی گیس کا دباؤ اس کی کثافت کے برابر راست تناسب میں ہوتا ہے۔

5.1 مسئلہ

کمرہ کے درجہ حرارت پر ایک غبارے میں ہائڈروجن گیس بھری گئی ہے۔ اگر دباؤ 0.2 بار سے زیادہ ہو جائے تو غبارہ پھٹ جائے گا۔ اگر 1 بار دباؤ پر گیس 2.27 L جنم گھیرتی ہے تو کس حجم تک غبارہ پھٹ 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 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 لہذا غبارہ کا حجم 11.35 L سے کم ہونا چاہئے۔

حجم بمقابلہ درجہ حرارت گراف کی ہر ایک لائن آئسوبار (Isobar) کھلاقی 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 ریقین میں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ کترین 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

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

حل:

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

$$T_2 = 26.1 + 273$$

$$T_1 = (23.4 + 273) \text{ K} = 299.1 \text{ K}$$

$$= 296.4 \text{ K}$$

چارلس کے قانون کے مطابق

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

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

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

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

$$= 2.018 \text{ L}$$

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

$$\Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_0}$$

(5.7)

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

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

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

(5.8)

$$\frac{V}{T} = \text{مسئلہ} = k_2$$

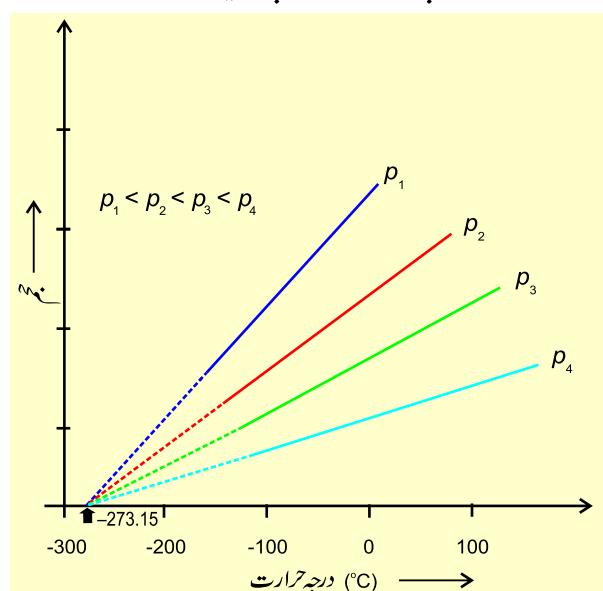
(5.9)

$$V = k_2 T$$

(5.10)

مسئلہ 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 معینہ مقدار کی گیس کا حجم اس کے مطلق درجہ حرارت کے برابر راست تناسب میں ہوتا ہے۔ چارلس نے یہ دیکھا کہ تمام گیسوں کے لیے کسی بھی دباؤ پر حجم۔ درجہ حرارت (سیلسیس پیانے 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 لائنوں درجہ حرارت محور پر -273.15°C پر ملتی ہیں (شکل 5.6)۔



شکل 5.6 حجم اور درجہ حرارت ($^{\circ}\text{C}$) گراف

5.5.4 ایوگاڈرو کا قانون (جم مقدار تعلق) Law (Volume - Amount Relationship)

1811 میں اٹلی کے سائنسدار ایمیڈ و آدوگاڈرو نے ڈائلن کے ایٹھی نظریے کے نتائج اور گلیوںکے اتحادی جنم کے قانون (اکائی 1) کو تحد کرنے کی کوشش کی تھی جو آج آدوگاڈرو کا قانون کہلاتی ہے۔ اس قانون کے مطابق تمام گیسوں کے مساوی جنم میں درجہ حرارت اور دباؤ کی کیسان حالتوں میں سالموں کی تعداد مساوی ہوتی ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ جب تک درجہ حرارت اور دباؤ مستقل رہیں گے گیس کا جنم 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

$$V \propto n \quad \text{جہاں } n \text{ گیس کے مولوں کی تعداد ہے۔}$$

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

ایک مول گیس میں سالمات کی تعداد $10^{23} \times 6.022$ معلوم کی گئی ہے اور اسے ایوگاڈرو 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 جنم مولوں کی تعداد کے برابر راست تناوب میں ہوتا ہے، معیاری درجہ حرارت اور دباؤ (STP)* پر ہر ایک گیس کا جنم کیسان ہوگا۔ معیاری درجہ حرارت اور دباؤ کا مطلب ہے 273.15 K (0°C) درجہ حرارت اور 1 بار (یعنی قطعی 10⁵ پاسکل) دباؤ۔ یہ قدریں سمندر کی سطح پر پانی کے نقطہ انجماد (تقریباً) اور فضائی دباؤ کو ظاہر کرتی ہیں۔ STP پر ایک آئینڈیل گیس یا آئینڈیل گیسوں کے مجموعے کا مول جنم 22.71098 L mol⁻¹ ہوتا ہے۔

جدول 5.2 میں کچھ گیسوں کے مول جنم دیے گئے ہیں۔

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

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

5.5.3 گلیوںکا قانون (دباؤ درجہ حرارت تعلق)

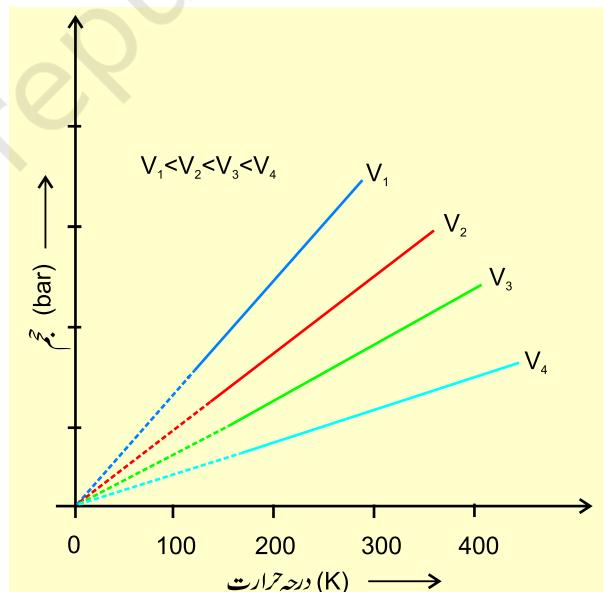
[Gay Lussac's Law (Pressure-Temperature Relationship)]

گلیوں کے پہلوں میں بھری ہوئی ہوا کا دباؤ مستقل ہوتا ہے۔ لیکن گرمی کے دنوں میں یہ بڑھ جاتا ہے اور اگر دباؤ کو قابو میں نہیں کیا گیا تو نائز پھٹ سکتا ہے۔ سردی کے موسم میں کسی ٹھنڈی صبح کے وقت آپ کو گلیوں کے ٹائز میں ہوا کا دباؤ کم محسوس ہوگا۔ دباؤ اور درجہ حرارت میں ریاضیاتی تعلق جو زف گے لیوںکا نے دیا تھا جسے گلیوںکا کا قانون بھی کہتے ہیں۔ اس قانون کے مطابق مستقل جنم پر کسی دی گئی مقدار کی گیس کا دباؤ درجہ حرارت کے برابر راست تناوب میں تبدیل ہوتا ہے۔ ریاضیاتی طور پر

$$p = \infty$$

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

اس تعلق کو بالکل اور چارلس کے قوانین سے بھی اخذ کیا جاسکتا ہے۔ شکل 5.7 میں دباؤ درجہ حرارت (کیلوں) گراف مستقل مول جنم پر دکھایا گیا ہے۔ اس گراف کی ہر ایک لائن آئوکور (Isochore) کہلاتی ہے۔



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

* پچھلا معیار ابھی تک اکثر استعمال کیا جاتا ہے اور دس سال سے پرانے تمام کیمیائی آنکروں میں استعمال کیا جاتا ہے اس تعریف میں ایس ٹی بی وہی درجہ حرارت ظاہر کرتا ہے یعنی 0°C (273.15k) لیکن دباؤ 1atm سے کچھ زیادہ ہے (101.325 k Pa) اسی وجہ سے کچھ زیادہ ہے (Combination) کا ایک مول ایس ٹی بی پر 22.413996L حجم گھیرے گا۔

معیاری محصور درجہ حرارت اور دباؤ (SATP) حالات بھی کچھ سائنسی کاموں میں استعمال ہوتے ہیں۔ ایس اے ٹی بی حالات کا مطلب ہے 298.15k اور 1bar یعنی قطعی 10⁵ پاسکل۔ ایس اے ٹی بی پر (1 bar اور 298.15k) آئینڈیل گیس کا مول حجم 24.789L mol⁻¹ ہوتا ہے۔

$$\begin{aligned}
 & \text{مستقل } T \text{ اور } n \text{ پر } V \propto \frac{1}{p} \quad \text{بائل کا قانون} \\
 & \text{مستقل } p \text{ اور } n \text{ پر } V \propto T \quad \text{چارلس کا قانون} \\
 & \text{مستقل } p \text{ اور } T \text{ پر } V \propto n \quad \text{ایوگاڑو کا قانون} \\
 & \text{اس طرح} \\
 (5.15) \quad & V \propto \frac{nT}{p} \\
 (5.16) \quad & V = R \frac{nT}{p} \leftarrow
 \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
 (5.17) \quad & pV = n RT \\
 (5.18) \quad & R = \frac{pV}{nT} \leftarrow
 \end{aligned}$$

R کو گیس مستقلہ کہتے ہیں اور یہ تمام گیسوں کے لیے یکساں رہتا ہے۔ لہذا اس کو آفیئنل 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 V, p, T کی پیمائش کی جاتی ہے۔ اس مساوات میں اگر تین متغوروں 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 جنم یکساں ہو گا کیونکہ $V = \frac{nRT}{p}$ اور n, T, R اور p مستقل ہیں۔ یہ مساوات کسی بھی گیس کے لیے استعمال کی جاسکتی ہے ان حالات میں جب گیس کا طرز عمل آئیڈیل طرز عمل کی صفت ہوتا ہے۔ 1 مول آئیڈیل گیس کا جنم ایسٹی پی حالات میں (273.15k اور 1 بار دباؤ) میں یہ آئیڈیل طرز عمل سے انحراف کرتی ہیں۔ اس انحراف کے بارے میں آپ اس باب میں آگے پڑھیں گے۔

$$\begin{aligned}
 R &= \frac{(10^5 \text{ Pa})(22.71 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} \\
 &= 8.314 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
 &= 8.314 \times 10^{-2} \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\
 &= 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

جدول 5.2 273.15k اور 1 بار (ایسٹی پی) پر کچھ گیسوں کے لیے فی مول میں دیے گئے مول جنم

آرگن
کاربن ڈائی آکسائیڈ
ڈائی ناٹرروجن
ڈائی آکسیجن
ڈائی ہائڈروجن
آئیڈیل گیس

جہاں m = متعلقہ گیس کی ممیت اور M، مول کمیت

اس طرح

$$V = k_4 \frac{m}{M}$$

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

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

بیہاں 'd' گیس کی کثافت ہے۔ (5.14) سے ہم یہ نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں کہ کسی گیس کی کثافت اس کی مول کمیت کے برابر راست تنااسب میں ہوتی ہے۔

وہ گیس جو بائل کے قانون، چارلس کے قانون اور آو گاڑو کے قانون کو پابندی سے مانتی ہے ایک آئیڈیل گیس (Ideal Gas) کہلاتی ہے۔ ایسی گیس فرضی ہوتی ہے۔ یہ مانا جاتا ہے کہ 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 طرز عمل 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 سمجھا کئے جاسکتے ہیں جس کو ہم آئیڈیل گیس مساوات کہتے ہیں۔

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

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

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

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

$$(5.20) \quad \frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$$

$$(5.21) \quad \text{جہاں } d \text{ کثافت ہے۔} \quad \frac{d}{M} = \frac{P}{RT}$$

مساوات (5.21) کی ترتیب بدلتے سے بھی کسی گیس کی مولر کیت معلوم کرنے کے لیے ایک تعلق حاصل ہو جاتا ہے۔

$$(5.22) \quad M = \frac{dRT}{P}$$

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

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 (مستقل P، T، V پر)

$$(5.23) \quad p_{\text{total}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

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۔ لہذا وہ مرطوب ہوتی ہیں۔ خنک گیس کا دباؤ مرطوب گیس کے کل دباؤ میں سے جس میں بخارات بھی شامل ہوں گے پانی کے بخارات کو لکھا کر حاصل کیا جاسکتا ہے۔ سیر شدہ اخراجات کے ذریعہ ڈالا گیا دباؤ آبی تناو (Aqueous Tension) کہلاتا ہے۔ مختلف درجہ حرارت پر پانی کا آبی تناو جدول 5.3 میں دیا گیا ہے۔

$$(5.24) \quad \text{آبی تناو کل } p = \text{ خنک گیس } p$$

پہلے استعمال کیے گئے ان ایسی ٹی پی حالات (0°C اور 1 فضائی دباؤ) کی قدر $R = 8.20578 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ہوتی ہے۔ آئینڈیل گیس مساوات چار متغیروں کے درمیان تعلق کو ظاہر کرتی ہے اور یہ کسی بھی گیس کی حالت کا بیان کرتی ہے، لہذا، اسے حالت کی مساوات (Equation of State) بھی کہتے ہیں۔

آئیے اب آئینڈیل گیس مساوات کی طرف واپس چلتے ہیں۔ یہ متغیروں میں ایک ساتھ ہونے والی تبدیلوں کا تعلق ہے۔ اگر کسی گیس کی معین مقدار کے درجہ حرارت، جسم اور دباؤ T_1, V_1 اور p_1 سے T_2, V_2 اور p_2 میں تبدیل ہو رہے ہیں تو ہم لکھ سکتے ہیں۔

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

$$(5.19) \quad \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Leftarrow$$

مساوات (5.19) بہت مفید مساوات ہے۔ اگرچہ متغیروں میں سے کسی پانچ کی قیمت معلوم ہو تو چھٹے نامعلوم متغیر کی قیمت مساوات 5.19 سے معلوم کی جاسکتی ہے۔ اس مساوات کو متحده گیس قانون (Combined Gas Law) بھی کہتے ہیں۔

5.3 مسئلہ

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

حل

$$p_1 = 760 \text{ mm Hg}, V_1 = 600 \text{ mL}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$V_2 = 640 \text{ mL} \text{ and } T_2 = 10 + 273 = 283 \text{ K}$$

متحده گیس قانون کے مطابق

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

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

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

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

$p_2 = x_2 p$ اور $p_3 = x_3 p$ کل $p_1 = x_1 p$ اس طرح لکھ سکتے ہیں:

(5.29) $p_1 = x_1 p$
 جہاں x_1 اور p باترتبیگیس 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 جاسکتا ہے۔

مسئلہ 5.4

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

حل

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

$$2.21 = \text{مول}$$

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

$$8.375 = \text{مول}$$

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

$$\frac{2.21}{10.585} =$$

$$0.21 =$$

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

$$0.79 = \text{دوسرا طریقے سے}$$

$$1 - 0.21 = \text{نیون کا مول کسر}$$

$$0.79 =$$

$$= \text{مول کسر} \times \text{کل دباؤ}$$

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

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

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

مول کسر کی اصطلاح میں جزوی دباؤ

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

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

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

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

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

$$(5.28) \quad p_{\text{کل}} = p_1 + p_2 + p_3 = n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + n_3 \frac{RT}{V} = (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{V}$$

کو p_1 سے تقسیم کرنے پر ہمیں حاصل ہوگا۔

$$\frac{p_1}{p_{\text{total}}} = \left(\frac{n_1}{n_1+n_2+n_3} \right) \frac{RTV}{RTV} = \frac{n_1}{n_1+n_2+n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1$$

$$n = n_1 + n_2 + n_3$$

جہاں x_1 پہلی گیس کا مول کسر کہلاتا ہے۔

$$p_1 = x_1 p$$

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

ایک عام درجہ حرارت اور دباؤ پر گیس کے ذرات کے درمیان کوئی قوت کشش نہیں ہوتی۔ اس مفروضہ کا اس حقیقت کی حمایت حاصل ہے کہ گیسیں پھیلی ہیں اور اس تمام جگہ کو گھیرتی 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 کاٹکراو مکمل طور پر الاستک (Inelastic) 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 تباہہ ہو سکتا ہے۔ ان کی انفرادی توانائی تبدیل ہو سکتی ہے لیکن ان کی کل توانائی یکساں رہتی ہے۔ اگر حرکتی 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۔ لہذا ان کی حرکتی 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 نیتیجہ ذرات کی رفتار مختلف ہوتی ہے جو مستقل تبدیل ہوتی رہتی ہے۔ یہ دھانا 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 حرکتی توانائی بھی تغیر پذیر ہو گی۔ ان حالات میں ہم صرف اوسط حرکتی توانائی کی بحیثیت کر سکتے ہیں۔ حرکی نظریہ میں یہ فرض کیا جاتا ہے کہ گیس کے سالموں کی اوسط حرکتی توانائی مطلق درجہ حرارت کے برابر راست تناسب میں ہوتی ہے۔ یہ دیکھا گیا ہے کہ مستقل جنم پر گیس کو گرم کرنے پر اس کا دباؤ بڑھ جاتا ہے۔ گرم کرنے پر گیس کے ذرات

-

$$5.25 \text{ bar} =$$

$$(25 \text{ bar}) \times 0.79 =$$

$$19.75 \text{ bar} =$$

نیون کا جزوی دباؤ

5.7 گیسوں کا حرکی سالمنظریہ

(Kinetic Molecular Theory of Gases)

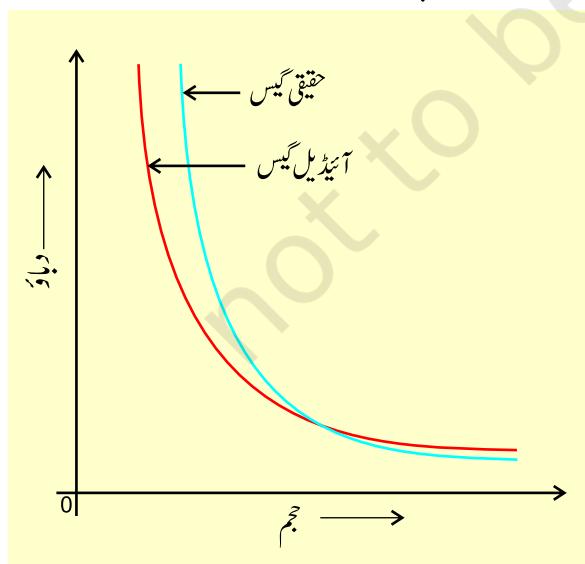
اب تک ہم نے ان قوانین (مثلاً مائل کا قانون، چارلس کا قانون وغیرہ) کے بارے میں پڑھا ہے جو سائنسدانوں کے ذریعہ تجربہ گاہوں میں تحقیق کی بنیاد پر حاصل کیے گئے مشاہدات کے مختصر بیانات تھے۔ احتیاط کے ساتھ تجربہ کرنا سائنسی طریقہ کا ایک اہم پہلو ہے جو ہمیں یہ بتاتا ہے کہ کوئی ایک خاص نظام مختلف حالات میں کس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

گیسوں کے حرکی سالمنظریے کے مفروضات مندرجہ ذیل ہیں۔ یہ مفروضات ایٹم اور سالموں سے متعلق ہیں جو دیکھنے نہیں جاسکتے، لہذا یہ کہا جاسکتا ہے کہ یہ گیسوں کے خود دینی مائل 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 جنم ان کے درمیان کی خالی جگہ کے جنم کے مقابلہ میں قابل نظر انداز ہوتا ہے۔ انہیں نقطہ کمیت سمجھا جاتا ہے۔ یہ مفروضہ گیسوں کی بہت زیادہ دبائے جاسکنے کی صلاحیت کی وضاحت کرتا ہے۔

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

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



شکل 5.9 حقیقی اور آئینڈیل گیس کے لیے دباؤ۔ حجم گراف

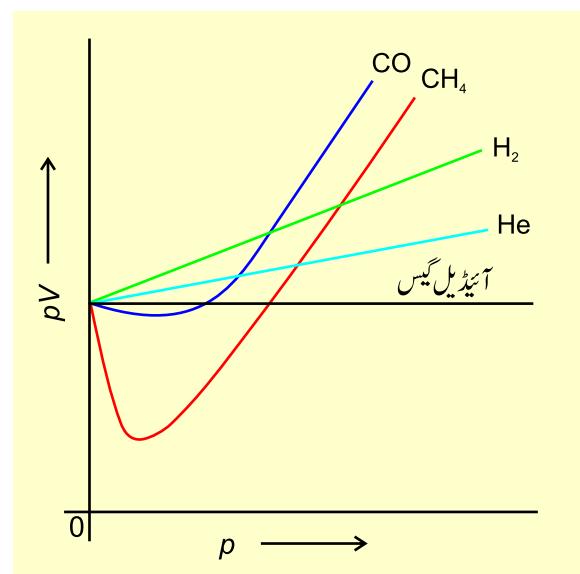
کی حرکی تو انکی بڑھ جاتی ہے اور یہ برتن کی دیوار پر زیادہ اور تیزی سے گکراتے ہیں جس سے دباؤ زیادہ پڑتا ہے۔

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 گویاں تجرباتی مشاہدات کے ساتھ متفق پائی گئی ہیں اور اس طرح اس ماؤں کی درستگی کو قائم کرتی ہیں۔

5.8 حقیقی گیسوں کا طرز عمل - آئینڈیل گیس طرز عمل سے

(Behaviour of Real Gases: Deviation from Ideal Gas Behaviour)

ہمارا گیسوں کا نظریاتی ماؤں 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۔ جنم، درجہ حرارت کے تعلق کو دہراتا ہے۔ اس نقطے کی جانچ کے لیے ہم گیسوں کا pV میل گراف تیار کرتے ہیں، کیونکہ مستقل درجہ حرارت پر pV مستقل ہو جائے گا۔ (بالل کا قانون) اور تمام گیسوں کے لیے pV مقابله گراف x محور کے متوازی سیدھی لائن ہوگی۔ شکل 5.8 پر مختلف گیسوں کے لیے حقیقی اعداد و شمار کی مدد سے تیار کیے گئے پلاٹ کو دکھاتی ہے۔



شکل 5.8 حقیقی اور آئینڈیل گیسوں کے لیے pV مقابله گراف

دفع قوتیں بھی اہم ہو جاتی ہیں۔ دفع باہم ڈر عمل کم فاصلاتی باہم ڈر عمل ہوتے ہیں اور یہ اس وقت اہم ہوتے ہیں جب سامنے تقریباً ایک دوسرے کے مس میں ہوں۔ یہ حالت زیادہ دباؤ میں ہوتی ہے۔ دفع قوتیں سالموں کو چھوٹے لیکن ناقابل دخول پذیر کھوں کی طرح برداشت کرنے کی وجہتی ہیں۔ سالموں کے ذریعہ گھیرا گیا جنم بھی اہم ہو جاتا ہے کیونکہ جنم V میں حرکت کرنے کے بجائے اب وہ (V-nb) جنم میں محدود ہو گئے ہیں، جہاں nb خود سالموں کے ذریعہ گھیرا گیا تقریباً کل جنم ہے۔ یہاں a ایک مستقلہ ہے۔ دباؤ اور جنم کے لیے ارکان کو مدد نظر رکھتے ہوئے ہم مساوات 5.17 کو اس طرح لکھ سکتے ہیں۔

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

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

بہت کم دباؤ پر بھی میں سالمی قوتیں اہم ہو جاتی ہیں۔ جب سامنے وقت طاہر کرتی ہیں جب درجہ حرارت اور دباؤ کے حالات ایسے ہوں کہ میں سالمی قوت برائے نام ہی ہوں۔ حقیقی گیسیں آئینڈیل طرز عمل اس وقت ظاہر کرتی ہیں جب دباؤ صفر کی سمت جاتا ہے۔

(Compressibility Factor Z) کی اصطلاح میں کی جاتی ہے جو حاصل pV/nRT کے کی نسبت کی شکل میں ہوتا ہے۔ ریاضیاتی طور پر۔

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

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

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

(i) گیسیں کا آئینڈیل طرز عمل سے انحراف کیوں ہے؟ (ii) وہ کون سے حالات ہیں جب گیسیں آئینڈیل 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 صحیح نہیں ہیں۔

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

(b) گیس کے سالموں کا جنم ان کے ذریعہ گھیری گئی جگہ کے مقابلہ میں قابل نظر انداز ہوتا ہے۔

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

حقیقی گیسیں آئینڈیل گیس قوانین سے انحراف کرتی ہیں کیونکہ ان کے سالمہ ایک دوسرے سے باہم ڈر عمل کرتے ہیں۔ زیادہ دباؤ پر گیسیں کے سامنے ایک دوسرے کے بہت نزدیک ہوتے ہیں۔ سالماتی باہم ڈر عمل شروع ہو جاتا ہے۔ زیادہ دباؤ پر سامنے 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۔ لہذا آئینڈیل گیس کے مقابلے میں حقیقی گیس کے ذریعہ الگیا دباؤ کم ہوتا ہے۔

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

تحقیق رکن + مشاہداتی دباؤ^a
یہاں a ایک مستقلہ ہے۔

دباو اور زیادہ درجہ حرارت پر گیسیں مثابی (آئینڈیل) طرز عمل کا اظہار کرتی ہیں۔ یہ حالات مختلف گیسون کے لیے مختلف ہوتے ہیں۔

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

$$(5.33) \quad Z = \frac{pV_{\text{real}}}{nRT}$$

اگر گیس مثابی طرز عمل ظاہر کرتی ہے تو $V_{\text{ideal}} = \frac{nRT}{p}$ مساوات $\frac{nRT}{p}$ کی قیمت رکھنے پر۔

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

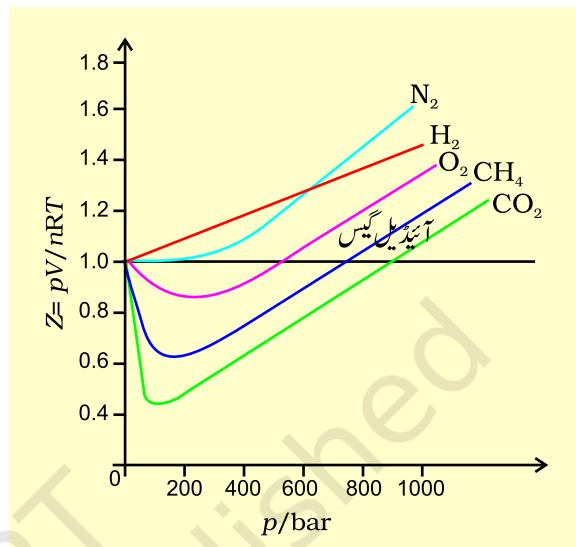
مساوات 5.34 سے دیکھ سکتے ہیں کہ کمپرسیبلٹی فیکٹر کسی گیس کے حقیقی مولر جنم اور اس کے اس مولر جنم کی نسبت ہوتا ہے جب وہ گیس اس درجہ حرارت اور دباو پر مثابی ہو۔

مندرجہ ذیل سیکشن میں ہم دیکھیں گے کہ کسی حالت اور ریقیق حالت میں فرق کرنا ممکن نہیں ہے اور ریقیق کو ہم بہت کم جنم اور بہت زیادہ سالمناتی کشش والے خطے میں کسی حالت کا تسلسل ہی سمجھ سکتے ہیں ہم یہ دیکھیں گے کہ کس طرح گیسون کے آئسوفرم کے استعمال سے گیسون کے حالات کی پیشین گوئی کی جاسکتی ہے۔

5.9 گیسون کی اماعت (Liquification of Gases)

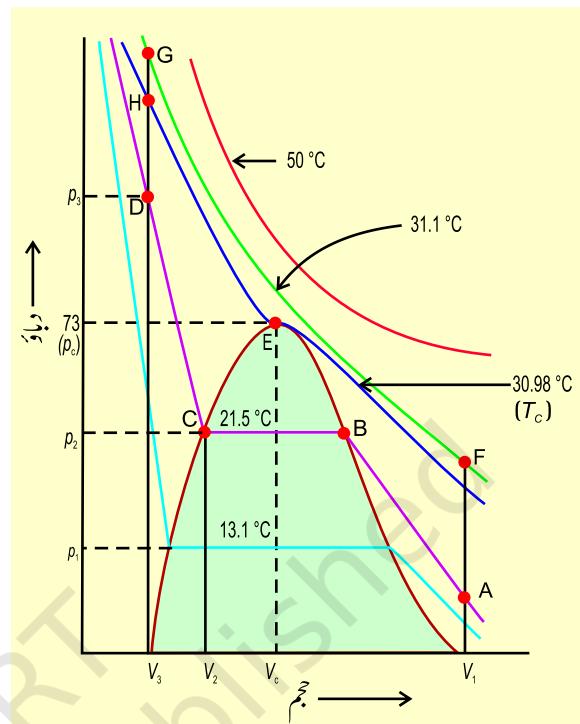
کسی شے کے دباو جنم درجہ حرارت تعلق سے متعلق مکمل اعداد و شمار گیس اور ریقیق حالت کے لیے ریقیق حالت میں سب سے پہلے تھامس اینڈریوز نے کاربن ڈائی آکسائڈ کے لیے حاصل کیے تھے۔ اس نے مختلف درجہ حرارت پر کاربن ڈائی آکسائڈ کے آئسوفرم پلاٹ یہے (شکل 5.11)۔ بعد میں یہ پایا گیا کہ حقیقی گیسیں بالکل اسی طرح کا طرز عمل کرتی ہیں جیسے کہ کاربن ڈائی آکسائڈ۔ اینڈریوز نے دیکھا کہ اوپنے درجہ حرارت پر آئیسوفرم مثابی گیس کی طرح ہوتے ہیں اور بہت زیادہ دباو پر بھی بہت گیس کی اماعت نہیں کی جاسکتی۔ جیسے جیسے درجہ حرارت کم ہوتا ہے مخفی کی گیس کی اماعت نہیں کی جاسکتی۔ شکل بدلتی ہے اور اعداد و شمار مثابی طرز عمل سے کافی انحراف دکھاتے ہیں۔ 30.98°C پر کاربن ڈائی آکسائڈ 73 فضائی دباو تک گیس ہی رہتی ہے (شکل 5.11 میں نقطہ E)۔

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



شکل 5.10 کچھ گیسون کے لیے کمپرسیبلٹی فیکٹر میں تغیر بہت کم دباو پر تمام گیسیں جو دکھاتی گئی ہیں ان کا $Z \approx 1$ ہے اور وہ آئینڈیل گیس کی طرح طرز عمل کرتی ہیں۔ زیادہ دباو پر تمام گیسون کے لیے $Z > 1$ ہے۔ ان کو دبانا زیادہ مشکل ہے۔ درمیانی دباو پر زیادہ تر گیسون کے لیے $Z < 1$ ہوتا ہے۔ لہذا گیسیں آئینڈیل طرز عمل اس وقت ظاہر کرتی ہیں جب ان کے ذریعہ گھیرا گیا جنم اتنا زیادہ ہو کہ اس کے مقابلو میں سالموں کے لیے جنم کو نظر انداز کیا جاسکے۔ بالفاظ دیگر گیسون کا طرز عمل اس وقت آئینڈیل ہو جاتا ہے جب دباو بہت کم ہوتا ہے۔ کوئی گیس کس حد تک آئینڈیل 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 دباو کی قابل قبول وسعت تک آئینڈیل گیس قانون کا اتباع کرتی ہے بالکل درجہ حرارت یا بالکل پوانٹ (Boile Point) کھلاتا ہے۔ کسی گیس کا بالکل پوانٹ اس کی فطرت پر منحصر ہوتا ہے۔ اپنے بالکل پوانٹ سے اوپر حقیقی گیسیں آئندیل طرز عمل سے ثابت انحراف دکھاتی ہیں اور Z کی قیمت ایک سے زیادہ ہوتی ہے۔ سالموں کے درمیان قوت کشش بہت کمزور ہوتی ہے۔ بالکل پوانٹ سے نیچے حقیقی گیسیں پہلے دباو میں بڑھوڑی کے ساتھ Z کی قیمت میں کمی دکھاتی ہیں جو ایک کمترین قیمت تک پہنچ جاتا ہے۔ دباو مزید بڑھانے سے Z کی قیمت مسلسل بڑھتی ہے۔ مندرجہ بالا وضاحت یہ دکھاتی ہے کہ

استعمال کے نتیجہ میں زیادہ گیس تکشیف ہوتی ہے یہاں تک کہ نقطہ C تک پہنچ جاتی ہے۔ نقطہ C پر تمام گیس کی تکشیف ہو جاتی ہے اور دباؤ کا مزید استعمال ریقین کو محض دباتا ہے جیسا کہ ڈھلان سے ظاہر ہے۔ جنم 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 - 5.11°C = 30.98°C) (فاصل درجہ حرارت) سے نیچے ہر ایک منحنی یہی رجحان دکھاتا ہے۔ کم درجہ حرارت پر صرف انفی لائن کی لمبائی ہی بڑھتی ہے۔ فاصل نقطہ پر آئیسوٹرم کا افقی حصہ ایک نقطہ میں صنم ہو جاتا ہے۔ لہذا ہم دیکھتے ہیں کہ شکل 5.11 میں ایک نقطہ جیسے کہ A کیسی حالت کو ظاہر کرتا ہے۔ ایک نقطہ جیسا کہ D ریقین حالت کو ظاہر کرتا ہے اور ایک نقطہ جو گندبی شکل کے علاقہ کے اندر ہوتا ہے کاربن ڈائی آکسائیڈ کی ریقین 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 آکسائیڈ 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 کھلائی جانے والی ایسی گیسوں (یعنی وہ گیسیں جو Z قیمت میں مسلسل ثابت انحراف دکھاتی ہیں) کی اماعت کے لیے ٹھنڈا کرنے اور پچکانے کی ضرورت ہوتی ہے۔ پچکانے سے سامنے ایک دوسرے کے قریب آتے ہیں اور ٹھنڈا کرنے سے ان کی حرکت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ لہذا میں سالمی باہم دگر عمل قریبی اور سرت رو سالموں کو ایک جگہ باندھ رکھ سکتے ہیں اور گیس ریقین میں تبدیل ہوتی ہے۔ یہ ممکن ہے کہ گیس کو ریقین یا ریقین 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 کر کے نقطہ A سے F تک عمودی طور پر جاسکتے ہیں، پھر مستقل درجہ حرارت پر گیس کو دبا کر اس آئیسوٹرم کے ذریعہ (آئیسوٹرم 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 آئیسوٹرم پر نقطہ H سے گزریں گے ہمیں ریقین حاصل ہوگا۔ ہمارا عمل ریقین پر مکمل ہو گا لیکن تبدیلیوں کے اس سلسلے میں ہم کسی بھی



شکل 5.11 مختلف درجہ حرارت پر کاربن ڈائی آکسائیڈ کے آئیسوٹرم

نضائی دباؤ پر پہلی مرتبہ ریقین کاربن ڈائی آکسائیڈ نظر آتی ہے۔ درجہ حرارت 73°C کاربن ڈائی آکسائیڈ کا فاصل درجہ حرارت (T_c) (Critical Temperature) کھلاتا ہے۔ یہ وہ زیادہ سے زیادہ درجہ حرارت ہے جس پر ریقین کاربن ڈائی آکسائیڈ نظر آتی ہے۔ اس درجہ حرارت سے اوپر یہ گیس ہوتی ہے۔ فاصل درجہ حرارت پر کسی گیس کے ایک مول کا جنم فاصل جنم (V_c) اور اس درجہ حرارت پر دباؤ فاصل دباؤ (P_c) کھلاتا ہے۔ فاصل درجہ حرارت، دباؤ اور جنم فاصل مستقل کھلاتے ہیں۔ دباؤ میں مزید اضافہ ریقین کاربن ڈائی آکسائیڈ دباتا ہے اور منحنی ریقین کی دبئے (پکنے) کی صلاحیت کو ظاہر کرتا ہے۔ ڈھلان ریقین کے آئیسوٹرم کو ظاہر کرتا ہے۔ ہلکے سے پچکاؤ کے نتیجہ میں دباؤ میں تیزی سے اضافہ ہوتا ہے جو ریقین کی پکنے کی بہت کم صلاحیت کو ظاہر کرتا ہے۔ 30.98°C پر کاربن ڈائی آکسائیڈ نقطہ B تک ہی گیس کا طرز عمل مختلف ہوتا ہے 21.5°C پر کاربن ڈائی آکسائیڈ نقطہ B پر ایک خاص جنم کی ریقین ظاہر ہوتی ہے۔ مزید پچکاؤ سے دباؤ میں کوئی تبدیلی نہیں آتی۔ گیس اور ریقین کاربن ڈائی آکسائیڈ ایک ساتھ موجود ہوتی ہیں۔ دباؤ کے مزید

ریقین بنے گی جب آپ انہیں 500k سے ان کے فاصل درجہ حرارت تک ٹھنڈا کرنا شروع کریں گے؟

حل

امونیا کی اماعت پہلے ہو گی کیونکہ اس کا فاصل درجہ حرارت پہلے پنچھے گا۔ CO_2 کی اماعت میں زیادہ ٹھنڈا کرنے کی ضرورت ہو گی۔

5.10 ریق حالت (Liquid State)

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

ریق اشیا کے سالمات آپس میں بین سالی قوت کشش کے ذریعہ جڑے ہوئے ہوتے ہیں۔ ریق کا جنم متعین ہوتا ہے کیونکہ سالمے ایک دوسرے سے علیحدہ نہیں ہوتے۔ بہر حال، ریق اشیا کے سالمے ایک دوسرے کے پاس سے آسانی سے گزرسکتے ہیں۔ اسی لیے ریق اشیا بہت سکتی ہیں۔ اندیلی جاسکتی ہیں اور اس برتن کی شکل اختیار کر سکتی ہیں جس میں انہیں رکھا جاتا ہے۔

مندرجہ ذیل سیکشن میں ہم ریق اشیا کی چند طبعی خصوصیات جیسے بخاراتی دباؤ، سطحی تناوُل اور لزوجیت کے بارے میں پڑھیں گے۔

5.10.1 بخاراتی دباؤ (Vapour Pressure)

اگر ایک خالی کیے گئے برتن کو کسی ریق سے جزوی طور پر بھر دیا جائے تو ریق کا کچھ حصہ بخارات میں تبدیل ہو کر برتن کے باقی جنم کو بھردے گا۔ پہلے تو ریق کی تغیری ہو گی اور بخارات کے ذریعہ دیواروں پر ڈالا گیا دباؤ (بخاراتی دباؤ) بڑھ جائے گا۔ کچھ دیر کے بعد وہ مستقل ہو جائے گا۔ ریق فیر اور گیس فیر کے درمیان ایک توازن قائم ہو جائے گا۔ اس مقام پر بخاراتی دباؤ متوازن بخاراتی دباؤ (Equilibrium Vapour Pressure) یا سیرشدہ بخاراتی دباؤ (Saturated Vapour Pressure) کہلاتا ہے۔ چونکہ تغیر کا عمل درجہ حرارت پر مخصر ہوتا ہے۔

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

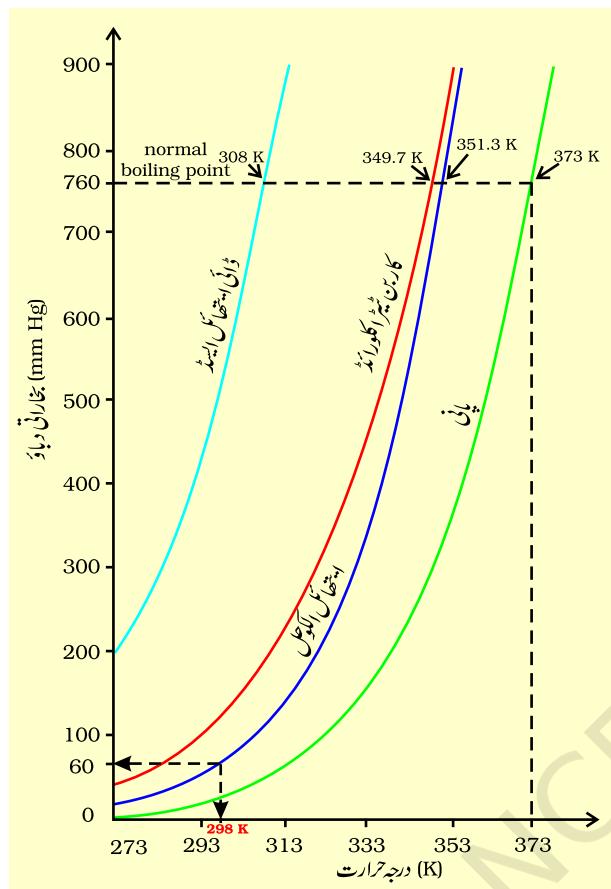
اس طرح گیسی اور ریق حالت میں ایک تسلسل ہوتا ہے۔ اس تسلسل کی پہچان کے لیے ریق یا گیس کے لیے اصطلاح سیال (Fluid) کا استعمال کیا جاتا ہے۔ اس طرح ریق کو ایک بہت کثیف گیس کی شکل میں دیکھا جاسکتا ہے۔ ریق اور گیس میں صرف اس وقت ہی فرق کیا جاسکتا ہے جب سیال اپنے فاصل درجہ حرارت سے نیچے ہو اور اس کا دباؤ اور جنم گندب کے اندر واقع ہو، کیونکہ اس حالت میں ریق اور گیس ایک توازن میں ہوں گے اور دو فیر کو علیحدہ کرنے والی سطح بھی نظر آئے گی۔ اس سطح کی غیر موجودگی میں دونوں حالتوں میں فرق کرنے کی کوئی بنا دی تدبیر نہیں ہے۔ فاصل درجہ حرارت پر ریق، گیسی حالت میں بتدریج آہستہ آہستہ اور مسلسل سریت کرتی ہے۔ دونوں فیر کو علیحدہ کرنے والی سطح معین 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 آکسائیڈ کے بخارات کہلاتے ہیں۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے بخارات کہلاتی ہے۔ کچھ عام اشیا کے فاصل مستقلے جدول 5.4 دیئے گئے ہیں۔

جدول 5.4 کچھ اشیا کے فاصل مستقلے

$V_c / \text{dm}^3 \text{ mol}^{-1}$	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

5.5 مسئلہ

گیس کے مخصوص فاصل درجہ حرارت ہوتے ہیں جن کا انحراف گیس کے ذرات کے درمیان بین سالی قوت کی وسعت پر ہوتا ہے۔ امونیا اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے فاصل درجہ حرارت بالترتیب



شکل 5.12 کچھ عام ریق مادوں کا بخاراتی دبائو بمقابله درجہ حرارت منحنی

سطحی تاؤ (Surface Tension)

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

لہذا کسی ریق کے بخاراتی دباؤ کا ذکر کرتے وقت درجہ حرارت کا حوالہ دیا ضروری ہے۔

جب کسی ریق شے کو کسی کھلے ہوئے برتن میں گرم کیا جاتا ہے تو ریق کی تبخر سطح سے ہوتی ہے۔ اس درجہ حرارت پر جب ریق کا بخاراتی دباؤ بیرونی دباؤ کے برابر ہو جاتا ہے تو تبخر ریق میں ہر طرف ہو سکتی ہے اور بخارات آزادی کے ساتھ آس پاس پھیل سکتے ہیں۔ پوری ریق کے اندر تبخر کا عمل جوش کھلاتا ہے۔ وہ درجہ حرارت جب ریق کا بخاراتی دباؤ بیرونی دباؤ کے برابر ہو جاتا ہے تو وہ اس دباؤ پر جوش کا درجہ حرارت (Boiling Temperature) کھلاتا ہے۔ شکل 5.12 میں کچھ ریق اشیا کے بخاراتی دباؤ مختلف درجہ حرارت پر دیئے گئے ہیں 1 ایٹو سفیر دباؤ پر ابال کا درجہ حرارت عام نقطہ جوش کھلاتا ہے اگر دباؤ 1 بار ہے تو یہ ریق کا معیاری نقطہ جوش کھلاتے گا۔ کسی ریق کا معیاری نقطہ جوش اس کے عام نقطہ جوش سے کچھ کم ہوتا ہے کیونکہ 1 بار دباؤ 1 ایٹو سفیر 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 ریق اشیا کم درجہ حرارت پر ابلتی ہیں۔ چونکہ پہاڑوں پر پانی کم درجہ حرارت پر ابلتا ہے لہذا وہاں کھانا پکانے کے لیے پریشر کو کرکے استعمال کیا جاتا ہے۔ اسپتا لوں میں سرجیکل آلات کو جرا شیم سے پاک کر کے خود کا بھٹی میں ابالا جاتا ہے جہاں سوراخ پروزان رکھ کر دباؤ کو فضائی دباؤ سے اوپر بڑھا کر پانی کے نقطہ جوش کو بڑھایا جاتا ہے۔

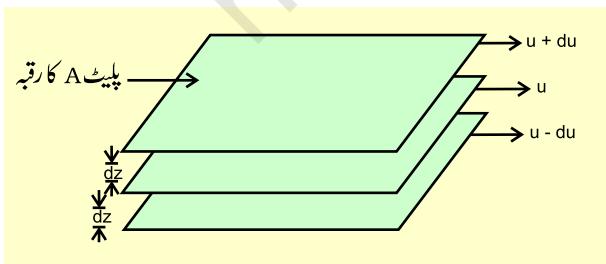
جب ریق کو بند برتن میں گرم کیا جاتا ہے تو اس میں جوش نہیں آتا۔ مسلسل گرم کرنے سے بخاراتی دباؤ بڑھتا ہے شروع میں ریق اور بخاراتی فیز کے درمیان صاف حد نظر آتی ہے کیونکہ ریق بخارات سے زیادہ کثیف ہوتی ہے۔ جیسے جیسے درجہ حرارت بڑھتا ہے زیادہ سے زیادہ سالمات بخاراتی فیز میں چلے جاتے ہیں اور بخارات کی کثافت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

کلپری کے اندر ریقیق کی سطح میں اتار چڑھاؤ سطحی تناو کی وجہ سے آتے ہیں۔ ریقیق مادے چیزوں کو نم کر دیتے ہیں کیونکہ وہ اپنی سطح پر ایک پتلی پرت کی شکل میں پھیل جاتے ہیں۔ گلی مٹی کے ذرات زیادہ تر اس میں جڑے ہوئے ہوتے ہیں کیونکہ پانی کی پتلی پرت کی سطح کا رقبہ کم ہو جاتا ہے۔ یہ سطحی تناو ہے جو ریقیق کی سطح کو کھینچنے کی صلاحیت فراہم کرتا ہے۔ ہموار سطح پر بوندیں کچھ بھیلی ہوئی ہوتی ہیں ایسا اٹال کے اثر کی وجہ سے ہوتا ہے۔ لیکن ٹلچ آزاد ماحول میں بوندیں مکمل گولائی میں ہوتی ہیں۔ ریقیق میں سطحی تناو کی قدر (Magnitude) (Magnitude) کا انحراف سالموں کے درمیان قوت کشش پر ہوتا ہے۔ جب قوت کشش زیادہ ہوتی ہے تو سطحی تناو بھی زیادہ ہوتا ہے۔ درجہ حرارت میں اضافہ سالموں کی حرکی تو انائی کو بڑھاتا ہے۔ اور یہی سالمی قوت کشش کم ہو جاتی ہے۔ لہذا درجہ حرارت بڑھنے سے سطحی تناو کم ہو جاتا ہے۔

5.10.3 لزوجیت (Viscosity)

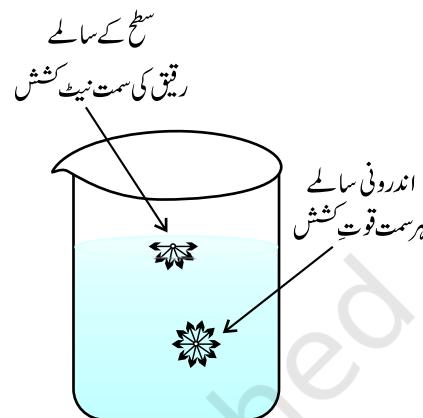
ریقیق کی خصوصیات میں سے ایک ہے۔ لزوجیت بہاؤ میں مزاجمت کی پیمائش ہے جو سیالی کی پروں کے درمیان اندروںی رگڑ سے اس وقت پیدا ہوتی ہے جب ریقیق کے بہنے پر پرتیں ایک دوسرے پر پھسلتی ہیں۔ سالموں کے درمیان قوی یہی سالمی قوتیں انہیں ایک دوسرے سے باندھے رکھتی ہیں اور پروں کی ایک دوسرے پر حرکت کی مزاجمت کرتی ہیں۔

جب کوئی ریقیق شے کسی متعین سطح پر ہتی ہے تو وہ سالمات جو سطح کے براہ راست لمس میں ہوتے ہیں وہ سکونی ہوتے ہیں۔ متعین سطح سے جیسے جیسے اوپری پروں 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 ریقیق 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

لیے جو ریقیق کی سطح پر ہوتے ہیں کل قوت کشش ریقیق کے اندر وون 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 ریقیق کی سطح اور اندر سالمات پر لگنے والی قوت

ریقیق مادے اپنی سطح کو کم سے کم کرنے کی کوشش کرتے ہیں۔ سطح پر موجود سالے نیچے کی سمت نیٹ قوت محسوس کرتے ہیں اور ان سالموں کے مقابلے میں زیادہ تو انائی رکھتے ہیں جو ریقیق کے اندر ہوتے ہیں اور کوئی نیٹ قوت محسوس نہیں کرتے۔ لہذا ریقیق مادوں کی کوشش ہوتی ہے کہ سطح پر کم سے کم سالے ہوں۔ اگر ریقیق کی سطح کو ڈھیر میں سے سالے کھینچ کر بڑھایا جائے تو قوت کشش پر قابو پانا ہوگا اس میں تو انائی خرچ کرنے کی ضرورت ہوگی۔ کسی ریقیق کی سطح کا رقبہ ایک اکائی تک بڑھانے میں صرف ہونے والی تو انائی سطحی تو انائی کہلاتی ہے۔ اس کی جسامت Jm^{-2} ہے۔ سطحی تناو کی تعریف اس طرح بیان کی جاسکتی ہے کہ یہ فی اکائی لمبائی پر لگنے والی قوت ہے جو ریقیق کی سطح پر کھینچنی گئی لائن کے ععودی ہوتی ہے۔ اس کو یونانی (Greek) حرف γ (گاما) سے ظاہر کرتے ہیں۔ اس کی جسامت ($kg s^{-2}$) Dimensions ہے اور ISI اکائی میں اسے $N m^{-1}$ سے ظاہر کرتے ہیں۔ ریقیق کی مکترین تو انائی 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 کر کے ہموار بنایا جاتا ہے۔ گرم کرنے پر شیشہ پھلتا ہے اور ریقیق کی یہ کوشش ہوتی ہے کہ وہ گولائی میں شکل اختیار کرے جو کناروں کو ہموار بناتا ہے۔ اس کوشش کی آتشی پاشنگ (Fire Polishing) کہتے ہیں۔

پاسکل سینڈ (Pa s = $1 \text{ kg m}^{-1} \text{s}^{-1}$) ہوتی ہے۔ سی جی ایس نظام میں لزوجیت ضریب کی اکائی پوائز (Poise) (عظمی سائنسدان جنیں لوکس پوازیولی کے نام پر) ہے۔

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

جتنی زیادہ لزوجیت ہوگی ریقٹن کا بہاؤ اتنا ہی آہستہ ہوگا۔ ہائڈروجن بندش اور ون ڈر والز قوتیں اتنی قوی ہوتی ہیں کہ وہ بہت زیادہ لزوجیت پیدا کر سکیں۔ شیشہ ایک انتہائی لزوجی ریقٹن مادہ 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 ہو جاتے ہیں ریقٹن مادوں کی لزوجیت میں درجہ حرارت میں اضافے کے ساتھ کی واقع ہوتی ہے کیونکہ بہت زیادہ درجہ حرارت پر سالموں میں حرکی تو انائی بہت زیادہ ہوتی ہے اور وہ بین سالمی قوتوں پر قابو پالیتے ہیں اور پرتوں کے درمیان ایک دوسرے پر چھیل سکتے ہیں۔

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 $F \propto A$ (Rقبہ لمس ہے)

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

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

۶ تناسبیت کا مستقلہ ہے اور یہ لزوجیت کا ضریب (Coefficient of Viscosity) کہلاتا ہے۔ لزوجیت کا ضریب ایک قوت ہے جب رفتار ڈھلان اکائی اور رقبہ لمس اکائی رقبہ ہو۔ لہذا η لزوجیت کی پیمائش ہے۔ لزوجیت ضریب کی ایس آئی اکائی 1 نیوٹن سینڈ فی مریخ میٹر

خلاصہ

مادے کے ذرات کے درمیان بین سالمی قوتیں کام کرتی ہیں۔ یہ قوتیں ان برقی سکونی قوتوں سے مختلف ہوتی ہیں جو دونوں مختلف چارچ والے آئینوں کے درمیان ہوتی ہے۔ ان میں وہ قوتیں بھی شامل نہیں ہوتیں جو کسی شرک گرفت سالے میں ایٹھوں کو شرکی گرفت بندش کے ذریعے باندھے رکھتی ہیں۔ حرکی تو انائی اور بین سالمی باہمی عمل کے درمیان مقابلہ مادے کی حالت تجویز کرتا ہے۔ مادے کی کثیر تعداد (Bulk) کی خصوصیات جیسے گیسوں کا طرز عمل۔ ٹھوس اور ریقٹن کی خصوصیات۔ حالت میں تبدیلی وغیرہ اجزاء ترکیبی ذرات کی تو انائی 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 مبرأ ہوتی ہیں۔ قبل مشاہدہ خصوصیات جیسے دباؤ، جرم، درجہ حرارت اور کمیت کا ایک دوسرے پر انحراف گیس کے مختلف قوانین کی سمت لے جاتا ہے جو گیسوں کے تجرباتی مطالعے سے حاصل ہوتے ہیں۔ بالکل کا قانون بتاتا ہے کہ آئون تھمل حالات (یعنی مستقل درجہ حرارت پر) پر ایک معین مقدار کی گیس کا دباؤ اس کے جنم کے معلوم تناسب میں ہوگا۔ چارلس کا قانون آئیسو بارک (مستقل دباؤ پر) حالات میں جنم اور مطلق درجہ حرارت کا تعلق ہے۔ اس قانون کے مطابق ایک معین مقدار کی گیس کا جنم اس کے مطلق درجہ حرارت کے سیدھے تناسب میں ہوتا ہے ($V \propto T$) اگر کسی گیس کی حالت کو p_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 تبدیل گیس کے قانون کے قانون کے ذریعہ

ظاہر کیا جاسکتا ہے جس کے مطابق $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ ان میں سے کسی ایک نامعلوم متغیر کی قیمت معلوم کی جاسکتی ہے اگر باقی پانچوں کی قیمت

معلوم ہو۔ آوگاڈرو کے قانون کے مطابق کہ تمام گیسوں کے یکساں جنم میں درجہ حرارت اور دباؤ کی یکساں حالت میں سالموں کی تعداد برابر ہوگی۔ ڈالٹن کے ہزوی دباؤ کے قانون کے مطابق کہ غیر متعال گیسوں کے آمیزے کا کل دباؤ ان گیسوں کے ہزوی دباؤ کے حاصل جمع کے برابر ہوتا ہے اس طرح $p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$ کے گیس کے دباؤ جنم، 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، جنم اور درجہ حرارت کی اکائیوں پر ہوتا ہے۔

بہت زیادہ دباؤ اور کم درجہ حرارت پر گیس کے سالموں کے درمیان میں سالمی قوتی 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 رقق میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ گیسوں کو کم جنم اور بہت قوتی میں سالمی کشش کے علاقے میں گیس فیز کا تسلسل سمجھا جاسکتا ہے۔ رقق کی کچھ خصوصیات، مثال کے طور پر سطحی تباہ اور نزوجیت قوتی میں سالمی کشش کی وجہ سے ہوتی ہیں۔

مشقین

- 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 35°C کے ایک برتن میں 120 mL اور $1.2 \text{ بار پر کسی گیس کی کچھ مقدار$ ہے۔ گیس کو دوسرے برتن میں منتقل کیا گیا جس کا جنم 35°C پر 180 mL ہے۔ اس کا دباؤ کیا ہوگا؟
- 5.3 حالت کی مساوات $pV = nRT$ کا استعمال کرتے ہوئے دکھائیے کہ ایک دیے گئے درجہ حرارت پر کسی گیس کی کثافت گیس کے دباؤ p کے تابع میں ہوتی ہے۔
- 5.4 0°C پر کسی گیس کے آسائڈ کی کثافت 2 بار دباؤ پر اتنی ہی ہے جتنی کہ ڈائی نائزروجن کی 5 بار پر ہوتی ہے۔ اس آسائڈ کی سالمی 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 ڈریلنکس میں کچھ ذرات الیوئنیم کے ہیں جو کاسٹک سوڈا سے تعالیٰ کر کے ڈائی ہائڈروجن گیس بناتے ہیں ایک بار اور 20°C پر کتنی ہائڈروجن پیدا ہوگی جب 0.15 g الیوئنیم تعامل کرے گا؟
- 5.7 3.2 g میتھین اور 4.4 g کاربن ڈائی آسائڈ کا آمیزہ کتنا دباؤ والے گا جب انہیں 27°C پر 9 dm^3 کے فلاںک میں رکھا جائے گا؟
- 5.8 0.8 L اور 0.5 L H_2 بار پر 0.7 L ڈائی آسیجن کے آمیزے کو جب 27°C پر 1 L 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 5.46 g/dm^3 پائی گئی ہے ایسی پی پر اس کی کثافت کتنی ہوگی۔
- 5.10 $0.1 \text{ بار اور } 546^{\circ}\text{C}$ پر 34.05 mL فاسفورس کے بخارت کا وزن 0.0625 g پایا گیا ہے۔ فاسفورس کی سالمی کمیت کیا ہے؟
- 5.11 ایک طالب علم ایک گول پینیے والے فلاںک میں 27°C پر تعاملی آمیزہ ڈالنا بھول گیا/اُنی لیکن اس نے خالی فلاںک فلیم پر رکھ دیا۔ کچھ دیر بعد اسے اپنی غلطی کا حساس ہوا اور اس نے پائرومیٹر کی مدد سے فلاںک کا درجہ حرارت معلوم کیا جو کہ 477°C تھا۔ کتنا حصہ ہوا کا خارج ہو چکا ہے؟

4.0 مول گیس کا درجہ حرارت معلوم کیجیے۔ جو 3.32 بار پر 5 dm^3 جگہ گھیرتی ہے۔	5.12
$(R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$	
1.4g ڈائی ناکلر روجن گیس میں موجود الیکٹرانوں کی تعداد معلوم کیجیے۔	5.13
ایک گووگا ڈروعد گیبوں کے دانے تقسیم کرنے میں کتنا وقت لگے گا اگر ایک سینڈ میں 10^{10} دانے تقسیم کیے جاتے ہیں؟	5.14
8g ڈائی آکسیجن اور 4g ڈائی ہائڈروجن کو اگر 27°C پر 1 dm^3 کے برتن میں رکھا جائے تو اس آمیزے کا کل دباؤ کتنا ہوگا؟	5.15
$(R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$	
پے لوڈ کی تعریف ہٹائی گئی ہوا کی کیت اور غبارے کی کیت 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	5.16
$(R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$	
31.1 اور 1 بار دباؤ پر 8.8 g CO_2 کا جنم معلوم کیجیے۔ $R = 0.083 \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	5.17
2.9g 95°C کوئی گیس کیاں دباؤ پر اتنا ہی جنم گھیرتی ہے جتنا کہ 17°C پر 0.184g ڈائی ہائڈروجن اس دباؤ پر گھیرتی ہے۔	5.18
گیس کی مولر کمیت کیا ہے؟	
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۔	5.19
مقدار pV^2T^2/n کے لیے ایس آئی اکائی کیا ہوگی؟	5.20
چارلس کے قانون کی اصطلاح میں واضح کیجیے کہ 273°C - کمترین ممکنہ درجہ حرارت کیوں ہے؟	5.21
کاربن ڈائی آکسائڈ اور میتھین کے لیے فاصل درجہ حرارت 31.1°C اور 81.9°C ہیں۔ ان میں سے کس میں بین سالی قوتیں زیادہ مضبوط ہوں گی اور کیوں؟	5.22
ون ڈروالز پیرا میٹر کی طبیعی اہمیت کی وضاحت کیجیے۔	5.23