

Својства на гасовите

1

Во ова поглавје се воведуваат својствата на гасовите, со кои ќе се оперира понатаму во книгава. Се започнува со опис на една идеализирана претстава на гас, идеален гас. Ќе биде покажано на кој начин може да се дојде до равенка на состојбата од експерименталните податоци. Така ќе може да се види како својствата на реалните гасови се разликуваат од оние на идеален гас и да се формулира равенка на состојбата што ги опишува овие својства.

Гас е наједноставната состојба на материјата, облик на материјата кој целосно го исполнува садот во кој што го наоѓа. Отпрвин ќе бидат разгледувани само чисти гасови, но подоцна во ова поглавје ќе се покаже дека истите равенки и идеи се применливи и на гасни смеси.

Идеален гас

Корисно е ако гасот се замисли како множество од молекули (или атоми) што се наоѓаат во постојано хаотично движење, а нивните просечни брзини се зголемуваат при покачување на температурата. Еден гас се разликува од течност по тоа што, освен во моментите на судар, молекулите на гасот се далеку една од друга и се движат по траектории коишто се практично независни од меѓумолекулските сили.

1.1 Состојби на гасовите

Физичката состојба на даден образец од некоја супстанца е дефинирана со неговите физички својства. Два различни обрасца од една супстанца што имаат идентични физички својства се наоѓаат во иста состојба. Состојбата на еден чист гас, на пример, е определена доколку е зададен неговиот волумен, V , количеството супстанца (бројот на молекули*), n , притисокот, p и температурата, T . Сепак, експериментално е покажано дека е достатно да се зададат само три од овие променливи, зашто во таков случај четвртата е еднозначно определена. Се работи за експериментален факт дека секоја супстанца е опишана со **равенка на состојбата**, равенка која заемно ги поврзува спомнатите четири променливи.

Општиот облик на равенката на состојбата е

$$p = f(T, V, n) \quad (1.1)$$

Оваа равенка кажува дека, доколку се познати вредностите на T , V и n за некоја супстанца, тогаш притисокот е еднозначно зададен (фиксиран). Секоја супстанца може да се опише со за неа карактеристична равенка на состојбата, но експлицитниот облик на оваа равенка е познат само во мал број специјални случаи. Еден многу важен случај е равенката на состојбата на „идеален гас“, која гласи $pV = nRT$, каде R е константа. Голем дел од остатокот на ова поглавје е посветен на испитувањето на потеклото на оваа равенка на состојбата и на нејзините примени.

* Ова е неприфатлив (и погрешен) начин на именување на физичката величина. Како што никогаш нема да се каже или напише „бројот на метри изнесува...“, така и овде треба, единствено, „количество супстанца“ (заб. прев.).

Идеален гас

1.1 Состојби на гасовите

1.2 Гасни закони

11.1 Влијание врз науката за околината: Гасните закони и времето

Реални гасови

1.3 Молекулски интеракции

1.4 Фан дер Валсова равенка

1.5 Принципи на кореспондентни состојби

Листа на основните идеи

Прочитај дополнително

Прашања за дискусија

Задачи

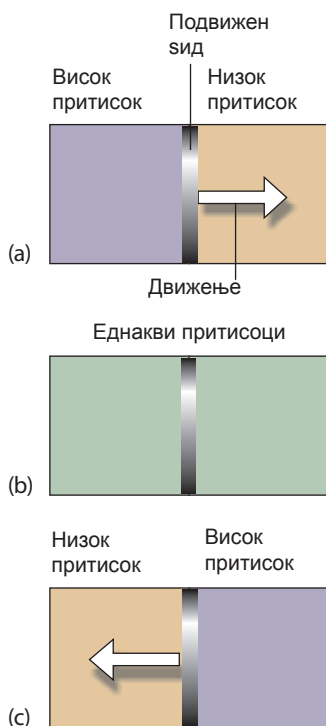
Проблеми

Табела 1.1 Единици за притисок

Назив	Симбол	Вредност (во SI единици)
паскал	1 Pa	1 N m^{-2} ; $1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$
бар	1 bar	10^5 Pa
атмосфера	1 atm	101,325 kPa
тор	1 Torr	$(101\,325/760) \text{ Pa} = 133,322 \text{ Pa}$
милиметар живин столб	1 mm Hg	133,322 Pa
фунта на квадратен инч	1 psi	6,894 757 kPa

Коментар 1.1

Интернационалниот систем на единици (SI, од француското *Système International d'Unités*) ќе биде дискутиран во *Додашок 1*.



Слика 1.1 Ако област на висок притисок е одделена со подвижен сид од област на низок притисок, сидот ќе биде потиснат кон едната или другата област, како во (a) или (c). Ако, пак, двата притисока се идентични, сидот ќе мирува (b). Последното е еден од условите за механичка рамнотежа меѓу две области.

(a) Притисок

Притисокот е дефиниран како количник од силата и плоштината врз која таа сила дејствува. Колку што силата е поголема, толку е поголем притисокот. Потеклото на силата што ја врши еден гас е постојаното удирање на молекулите врз сидовите на садот во кој се наоѓа гасот. Судирите се толку многубројни што тие доведуваат до, ефективно гледано, постојана сила која се манифестира како постојан притисок.

Во SI единицата за притисок, паскал, е дефинирана како еден њутн на квадратен метар:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2} \quad [1.2a]$$

односно, изразено преку основните единици,

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2} \quad [1.2b]$$

Уште неколку други единици сè уште широко се употребуваат (в. Табела 1.1); од нив најчесто се среќаваат атмосфера ($1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$) и бар ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$). Притисокот од 1 bar е **стандарден притисок** при кој се изразуваат различни податоци; ќе го означуваме како $p^\ominus$.

Тест за самопроверка 1.1 Да се пресмета притисокот (во паскали и атмосфери) предизвикан со маса од 1 kg што притиска шилец, чиј врв (со плоштина од $0,01 \text{ mm}^2$), е поставен на површината на Земјата. *Помош:* Силата предизвикана од маса m , поради гравитацијата, е еднаква на mg , каде g е забрзувањето при слободно паѓање (за неговата стандардна вредност, в. *Општии додашоци и фундаментални константи*, при крајот на книгава). [0,98 GPa, $9,7 \times 10^3 \text{ atm}$]

Ако два гаса се наоѓаат во одделни садови што имаат заеднички подвижен граничен сид (в. Сл. 1.1), гасот со поголем притисок ќе има тенденција да го компримира гасот со помал притисок (т.е. да му го намалува волуменот). Притисокот на првиот гас ќе се намалува при неговата експанзија (зголемување на волуменот), а на вториот гас ќе се зголемува при неговата компресија. Во еден момент притисоките ќе се изедначат, па сидот веќе нема да покажува тенденција да се движи. Оваа состојба, при која притисоките на обете страни од подвижниот сид („клипот“) се еднакви е состојба на механичка рамнотежа меѓу два гаса. Притисокот на гасот е, според тоа, показател дали садот што го содржи гасот ќе биде во **механичка рамнотежа** со друг гас, доколку двата гаса се одделени со заеднички подвижен сид.

(b) Мерење на притисокот

Притисокот што го врши атмосферата се мери со **барометар**. Изворната верзија на барометарот (конструиран од Торичели, студент на Галилеј) била превртена цевка (за-топена на горниот крај) со жива, поставена во сад со жива. Кога столбот од жива е во механичка рамнотежа со атмосферата, притисокот на основата е еднаков на атмос-

ферскиот. Така, висината на живата во столбот е пропорционална на надворешниот (атмосферскиот) притисок.

Пример 1.1 Пресметување на притисокот што го врши столб од течност

Да се изведе равенка за притисокот врз основата на столб течност со масена густина ρ („ро“) и висина h , што се наоѓа на површината од Земјата.

Метод Притисокот е дефиниран како $p = F/A$, каде F е силата која дејствува на плоштина A , при што $F = mg$. За да се пресмета F , треба да се знае масата m на столбот течност, како производ од масената густина ρ и волуменот, т.е. $m = \rho V$.

Одговор Нека столбот течност има плоштина на напречниот пресек A . Тогаш неговиот волумен е Ah , а масата е $m = \rho Ah$. Силата со која столб со ваква маса дејствува врз основата е

$$F = mg = \rho Ahg$$

Тогаш притисокот врз основата на столбот е

$$p = \frac{F}{A} = \frac{\rho Ahg}{A} = \rho gh \quad (1.3)$$

Треба да се забележи дека притисокот е независен од обликот и од плоштината на напречниот пресек на столбот. Масата на столбот со дадена висина се зголемува со зголемување на неговата плоштина, но истото се случува со плоштината на која дејствува силата, така што A во броителот и во именителот ќе се скрати.

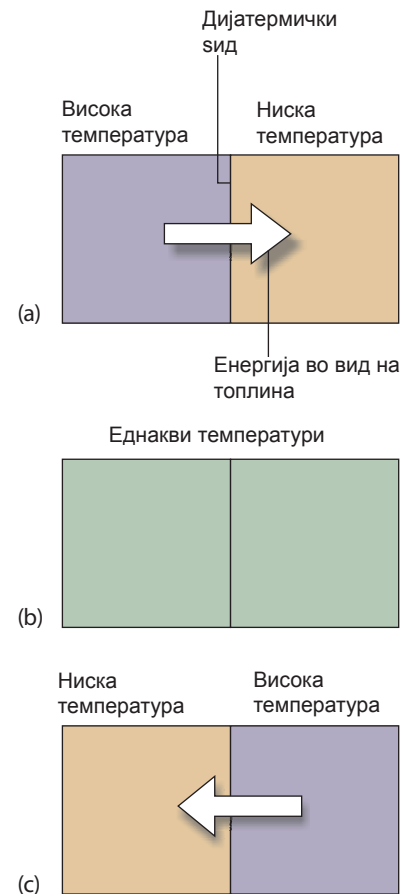
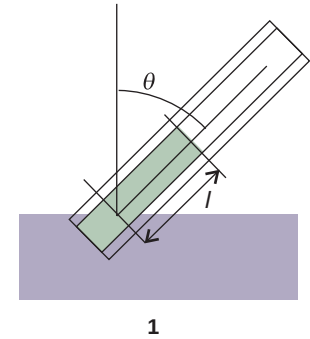
Тест за самопроверка 1.2 Изведи израз за притисокот врз основата на столб течност со должина l кој е под агол θ во однос на вертикалата (1) [$p = \rho gl \cos \theta$]

Притисокот на образец од некој гас што се наоѓа во сад, се мери со мерило, чии електрични својства зависат од приложениот притисок. На пример, *мерилојто на Бајарг-Алперт* (Bayard, Alpert) се базира на јонизација на молекулите од гасот, а добиената струја од јони е пропорционална на притисокот. Во *капацитивниот манометар*, скршнувањето на дијафрагма во однос на една фиксна електрода се следи преку нејзиното влијание на капацитивноста на уредот. И некои полупроводници покажуваат промена на својствата во зависност од приложениот притисок, па се употребуваат како трансдусери во мерилата за притисок што се во цврста состојба.

(с) Температура

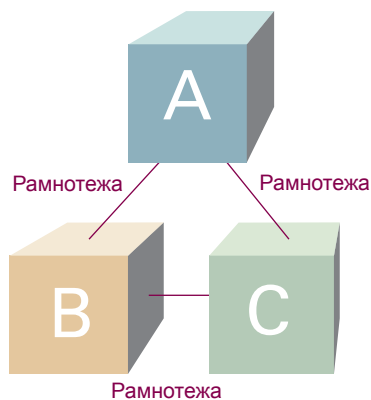
Концептот на температурата vznikнува од набљудувањата дека до промена на физичката состојба (на пример, промена на волуменот) може да дојде кога две тела се во контакт; на пример, ако усвитен метал се потопи во вода. Подоцна (во одделот 2.1) ќе видиме дека промената на состојбата може да се интерпретира како резултат на пренос на енергија во вид на топлина, од едното тело кон другото. **Температурата**, T , е својството што ја определува насоката на пренос на енергија низ топлоспроводлив цврст сид. Ако енергијата се пренесува од телото А кон телото В кога телата се во контакт, велиме дека А има повисока температура од В (в. Сл. 1.2).

Корисно е да се разликуваат два вида сидови (границы) со кои телата може да бидат одделени. Сидот е **дијатермички** (топлоспроводлив) ако може да се регистрира промена на состојбата кога две тела на различна температура ќе се доведат во контакт¹.



Слика 1.2 Енергијата преминува од област со повисока температура, кон онаа со пониска, доколку двете се во контакт преку дијатермички сид, како во (а) или (с). Доколку областите имаат идентична температура, нема резултатен пренос на енергија во вид на топлина, дури и кога областите се одделени со дијатермички сид (b). Последното е услов две области да бидат во термичка рамнотежа.

¹ Претставката „дија“ потекнува од грчкиот збор (διά), што значи „низ“.



Слика 1.3 Искуството сумирано во нултиот принцип на термодинамиката вели дека, ако телото А е во термичка рамнотежа со В и В е во термичка рамнотежа со С, тогаш С е во термичка рамнотежа со А.

На пример, еден метален сад има дијатермички сидови. Сидот е **адијабатски** (изолатор) ако не доаѓа до промена и покрај тоа што телата имаат различни температури. Термос-шише е добра апроксимација за адијабатски сад.

Температурата е својството што определува дали две тела ќе бидат во „термичка рамнотежа“, ако се доведат во контакт преку дијатермички сид. **Термичка рамнотежа** постои ако нема промена на состојбата кога телата А и В ќе се доведат во контакт преку дијатермички сид. Да претпоставиме дека телото А (да речеме, парче железо) е во термичка рамнотежа со телото В (парче бакар), а В е истовремено во термичка рамнотежа со тело С (шише со вода). Во ваков случај експериментално е утврдено дека и телата А и С се во термичка рамнотежа, кога ќе се доведат во контакт (в. Сл. 1.3). Овој факт е сумиран во **Нултиот принцип на термодинамиката**:

Ако А е во термичка рамнотежа со В, а В е во термичка рамнотежа со С, тогаш и С е во термичка рамнотежа со А.

Нултиот принцип ги потврдува оправданоста на концептот на температура и употребата на **термометар**, уред за мерење на температура. Нека В е стаклена капилара со течност (на пример, жива) што значително се експандира кога температурата се покачува. Тогаш, кога А е во контакт со В, столбот од жива во В ќе има некоја определена вредност. Според нултиот принцип, ако столбот во В има иста вредност кога капиларата ќе се доведе во контакт со тело С, тогаш можеме да предвидиме дека нема да има промена на состојбата кога А и С ќе се доведат во контакт. Во таков случај, должината на столбот од жива може да се земе како мерка за температурите на А и С.

Во раните денови на термометријата (а се уште и во современата лабораториска практика), температурите биле корелирани со должината на столб течност. Разликата во должините на овој столб кога термометарот прво бил доведуван во контакт со вода и мраз, а потоа со вода што врие, била поделена на 100 еднакви дела наречени „степени“. Пониската температура била означена со 0. Ваквата процедура довела до **Целзиусовата температурна скала** (Celsius). Температурата на Целзиусовата скала се означува со θ и се мери во *целзиусови степен* ($^{\circ}\text{C}$). Поради тоа што различни течности се експандирале во различна мерка и не секогаш оваа експанзија била рамномерна во даден температурен интервал, термометрите изработени од различни материјали давале различни вредности за температурите меѓу двете фиксни точки. Од друга страна, притисокот на гасот може да се употреби при конструкција на **температурна скала базирана на однесувањето на идеален гас**, независна од природата на гасот. Оваа температурна скала е идентична со термодинамичката температурна скала што ќе биде воведена во одделот 3.2с, па поради тоа од сега натаму ќе го употребуваме последниов назив, за да избегнеме непотребно постоење на повеќекратни називи. На термодинамичката скала температурите обично се изразуваат во келвини, К (не $^{\circ}\text{K}$). Термодинамичките и целзиусовите температури се поврзани преку следниов егзактен израз:

$$T/\text{K} = \theta/^{\circ}\text{C} + 273,15 \quad (1.4)$$

Овој израз, во обликот $\theta/^{\circ}\text{C} = T/\text{K} - 273,15$ е современата дефиниција на Целзиусовата скала, преку пофундаменталната **Келвинова скала** (Kelvin). Од него произлегува дека температурната разлика од 1°C е еквивалентна на разликата од 1 К.

Пожелна практика Се пишува $T = 0$, а не $T = 0\text{ K}$ за најниската температура на термодинамичката скала. Оваа скала е апсолутна, па така најниската температура е 0 независно од вредноста на поделците на скалата (слично како што пишуваме $p = 0$ за најмалиот можен притисок, независно дали работиме во бари или паскали). Секако, се пишува 0°C , бидејќи Целзиусовата скала не е апсолутна.

Илустрација 1.1 Температурни конверзии

За да се изрази температурата од 25,00 °C во келвини, се употребува равенката 1.4, па може да се напише

$$T/K = (25,00\text{ }^{\circ}\text{C})/^{\circ}\text{C} + 273,15 = 25,00 + 273,15 = 298,15$$

Треба да се забележи како единиците (во случајов °C) се скратуваат, токму како броеви. Оваа процедура е позната како „величинско сметање“, при што една физичка величина (да речеме температурата) е производ од бројната вредност (25,00) и единицата (°C). Множејќи ги обете страни на равенството со K се добива $T = 298,15\text{ K}$.

Пожелна практика Кога треба да се специфицираат единиците во една равенка, правилен (и недвосмислен) пристап е, да се напише (физичка величина)/единица. Последново дава бездимензионален број, токму како што $(25,00\text{ }^{\circ}\text{C})/^{\circ}\text{C} = 25,00$ во горната илустрација. Единиците, значи, може да се множат и скратуваат исто како и броевите.

1.2 Гасни закони

Равенката на состојбата на гас при низок притисок била воспоставена со поврзување на серија емпириски закони.

(а) Закони за идеален гас

Се претпоставува дека наредниве одделни гасни закони се познати:

Бојлов закон: $pV = \text{const}$, при константни n и T (1.5)^o

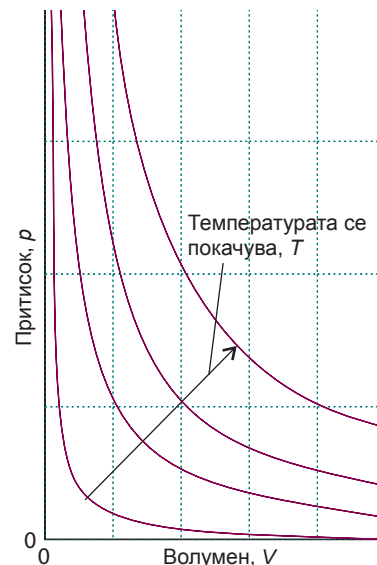
Шарлов закон: $V = \text{const} \times T$, при константни n и p (1.6a)^o

$p = \text{const} \times T$, при константни n и V (1.6b)^o

Авогадров принцип²: $V = \text{const} \times T$, при константни n и p (1.7)^o

Бојловиот (Boyle) и Шарловиот (Charles) закон се примери за **граничен закон**, закон што важи строго само во определени граници, во случајов при $p \rightarrow 0$. Равенките што важат при вакви гранични случаи ќе ги означуваме со °, како погоре. Авогадровиот (Avogadro) принцип обично се формулира како „еднакви волумени од гасови при иста температура и притисок содржат еднаков број молекули“. Во овој облик, вистинитоста на исказот расте при $p \rightarrow 0$. Иако горните равенства се строго точни само при $p = 0$, тие се прифатливо веродостојни при нормален притисок ($p \approx 1\text{ bar}$) и широко се употребуваат во хемијата.

На Сл. 1.4 е прикажана зависноста на притисокот на даден образец од гас, како функција од волуменот. Секоја од кривите на сликата соодветствува на една температура, па заради тоа кривите се наречени **изотерми**. Според Бојловиот закон, изотермите се хиперболи. Алтернативно, графикот на притисокот од $1/\text{волумен}$ е прикажан на Сл. 1.5. Линеарната зависност на волуменот како функција од температурата е илустрирана на Сл. 1.6. Линиите на оваа слика се примери за **изобари**, односно линии што ја покажуваат зависноста на својствата при константен притисок. На Сл. 1.7 е илустрирана линеарната промена на притисокот како функција од температурата. Линиите на овој дијаграм се **изохори**, односно линии што покажуваат промена на својствата при константен волумен.



Слика 1.4 Зависност на притисокот и волуменот, за определено (фиксирано) количество идеален гас. Секоја од кривите е хипербола ($pV = \text{const}$), наречена **изотерма**.



Истражувачка активност³

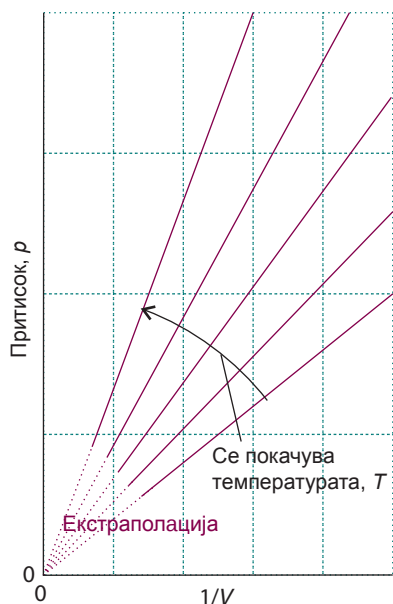
Провери на кој начин се менува притисокот на 1,5 mol $\text{CO}_2(\text{g})$, ако се врши компресија од 30 dm³ до 15 dm³ при (а) 273 K; (б) 373 K.

Коментар 1.2

Хипербола е крива што се добива со цртање на графикот на у како функција од x, при $xy = \text{const}$.

² Авогадровиот принцип е принцип, а не закон (резиме на искуството), зашто тој зависи од вистинитоста на некој модел, во случајов од постоењето на молекули. Иако денес нема сомнение околу егзистенцијата на молекулите, сè уште се работи за принцип базиран на модел, а не за закон.

³ За да се решат ваквите истражувачки проблеми, употребувај или математички софтвер или програмата *Living graphs* што се наоѓа на веб-сајтот на книгава.

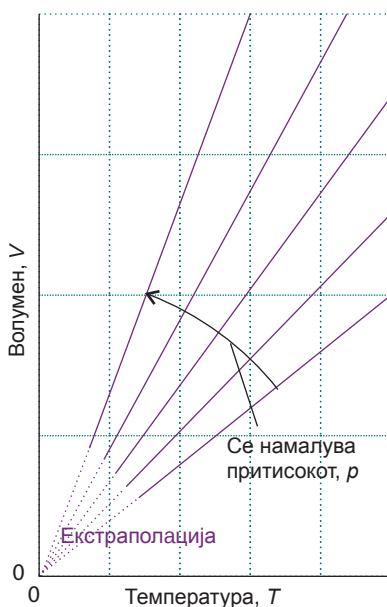


Слика 1.5 Со нанесување на притисокот како функција од $1/V$ при константна температура, се добиваат прави линии.



Истражувачка активност

Повтори ја активноста 1.4, ама нанеси ги податоците за p наспроти $1/V$.

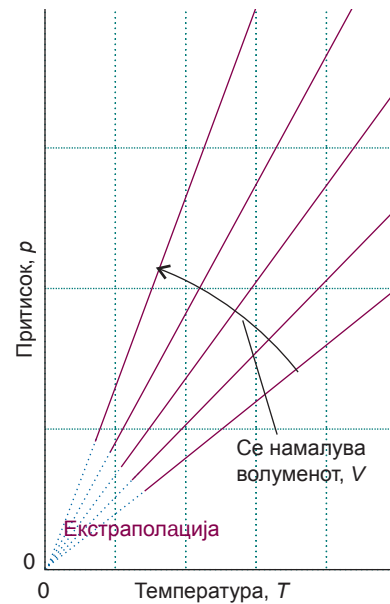


Слика 1.6 Промена на волуменот на фиксно количество гас, како функција од температурата, при константен притисок. Обрни внимание дека секоја од изобарите се екстраполира до $V = 0$, при $T = 0$.



Истражувачка активност

Провери како се менува волуменот на $1,5 \text{ mol CO}_2(\text{g})$ во сад во кој притисокот е (a) $1,00 \text{ bar}$ и (b) $0,50 \text{ bar}$, при ладење од 373 K до 273 K .



Слика 1.7 И притисокот се менува линеарно со температурата, при константен волумен и се екстраполира до 0 при $T = 0$ ($\theta = -273^\circ \text{C}$).



Истражувачка активност

Провери како се менува притисокот на $1,5 \text{ mol CO}_2(\text{g})$ во сад со волумен (a) 30 dm^3 и (b) 15 dm^3 , при ладење од 373 K до 273 K .

Пожелна практика За да се тестира валидноста на некој сооднос меѓу две величини, најдобро е да се избере таков начин на прикажување што доведува до права линија на графикот, зашто отстапувањата од права линија многу полесно се забележуваат отколку отстапувања од некоја крива.

Емпириските опсервации сумирани во равенките 1.5–7, може да се обединат во еден единствен израз:

$$pV = \text{const} \times nT$$

Овој израз е во согласност со Бојловиот закон ($pV = \text{const.}$) кога n и T се константни, со обете форми на Шарловиот закон ($p \propto T$; $V \propto T$) кога n и било V или p се константни, како и со Авогадровиот принцип ($V \propto n$), кога p и T се константни. Константата на пропорционалност која е (покажано е експериментално) еднаква за сите гасови, е означена со R и е наречана **гасна константа**. Крајниот израз

$$pV = nRT \quad (1.8)^\circ$$

е **равенка за состојбата на идеален гас**. Тоа е приближна равенка на состојбата на кој и да е гас, а нејзината точност се зголемува колку што притисокот е поблиску до нула. Гас што се покорува на равенството (1.8) $^\circ$ е наречен **совршен гас** (или *идеален гас*). Еден **реален гас** (некој конкретен гас), се однесува сè повеќе како идеален гас, колку што притисокот на гасот е помал, а при граничниот случај $p \rightarrow 0$ неговото однесување егзактно се опишува со равенството (1.8) $^\circ$. Гасната константа R може да се определи со пресметување на количникот $R = pV/nT$ за гас кој се наоѓа при гранично низок притисок (за да може да се гарантира негово идеално однесување). Поточна вредност може да

се добие со мерење на брзината на звукот во гас при ниски притисоци (на практика се употребува аргон), а вредноста се добива со екстраполација до $p = 0$. Во Табела 1.2 се набележани вредностите на R , во различни единици.

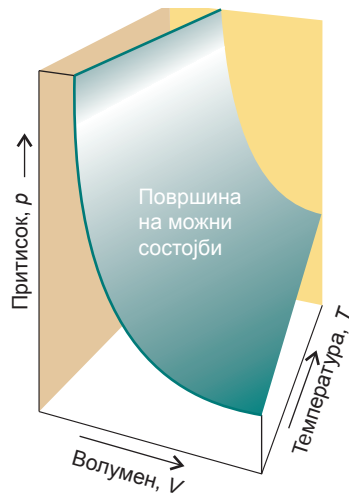
Табела 1.2 Вредности на гасната константа R , изразени во различни единици

R	
8,31447	$\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$8,20574 \times 10^{-2}$	$\text{dm}^3 \text{atm K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
$8,31447 \times 10^{-2}$	$\text{dm}^3 \text{bar K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
8,31447	$\text{Pa m}^3 \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
62,364 *	$\text{dm}^3 \text{Torr K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
1,98721	$\text{cal K}^{-1} \text{mol}^{-1}$

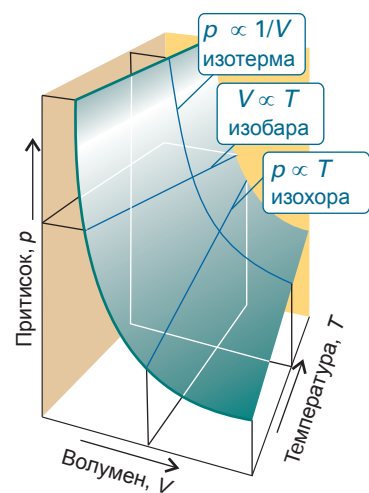
* Во оригиналот е погрешно напишано: 162,364 (заб. прев.).

Коментар 1.3

За објект со маса m што се движи со брзина v , кинетичката енергија изнесува $E_k = \frac{1}{2}mv^2$. Потенцијалната енергија E_p или V на објектот е енергијата што се јавува во врска со неговата положба (не со брзината). Не постои универзален израз за потенцијалната енергија, бидејќи таа зависи од типот на интеракцијата во која учествува објектот.



Слика 1.8 Област од p, V, T површината на фиксно количество гас. Точките на оваа површина се единствените состојби во кои гасот може да постои.



Слика 1.9 Пресеците низ површината прикажана на Сл. 1.8, при константна температура даваат изотерми (в. Сл. 1.4) и (при $p = \text{const}$) изобари (в. Сл. 1.6).

Површината на Сл. 1.8 е приказ на зависноста на притисокот (за фиксно количество идеален гас) од волуменот и термодинамичката температура, според равенката 1.8. Површината ги прикажува единствените можни состојби на идеалниот гас: гасот не може да постои во состојби што не соодветствуваат на точките од оваа површина. Графиците на Сл. 1.4 и Сл. 1.6 претставуваат пресеци низ оваа површина (в. Сл. 1.9).

Пример 1.2 Примена на равенката на состојбата на идеален гас

Во еден индустриски процес, азот е загреван на 500 K во сад со константен волумен. Ако на почетокот гасот во садот бил на 100 atm и 300 K, колкав ќе биде притисокот при работната температура, доколку гасот се однесува како идеален гас?

Метод Се очекува притисокот да расте, поради покачувањето на температурата. Законот за идеален гас во обликот $pV = nRT$ повлекува дека, ако условите се изменат од едни во други, тогаш бидејќи pV/nT има константна вредност, двете тројки од вредности се поврзани преку „комбинираниот гасен закон“

$$\frac{p_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{p_2 V_2}{n_2 T_2} \tag{1.12}^\circ$$

Познатите и непознатите податоци се сумирани во (2).

Одговор Скратувањето на волумените (бидејќи $V_1 = V_2$) и на количествата (зашто $n_1 = n_2$) на секоја страна од равенката на комбинираниот гасен закон дава

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

што може да се преуреди во обликот

$$p_2 = \frac{T_2}{T_1} \times p_1$$

Поч. Крај

n	p	V	T
исто	100	ист	300
исто	?	ист	500

2

Оттука со замена се добива

$$p_2 = \frac{500 \text{ K}}{300 \text{ K}} \times (100 \text{ atm}) = 167 \text{ atm}$$

Експериментот покажува дека притисокот е, фактички, 183 atm при овие услови, па така претпоставката дека гасот е идеален води до грешка од 10 %.

Тест за самопроверка 1.3 Колкава би била температурата во истиот пример, ако притисокот се покачи на 300 atm? [900 K]

Равенката на идеален гас е од огромна важност во физичката хемија, бидејќи се употребува за изведување на голем број соодноси што се употребуваат во термодинамиката. Покрај тоа, таа има и голема практична примена за пресметување на својствата на еден гас при различни услови. На пример, моларниот волумен, $V_m = V/n$ на идеален гас при услови познати како **стандардна собна (амбиентна) температура и притисок** (на англиски **standard ambient temperature and pressure SATP**), значи при 298,15 K и 1 bar (т.е. точно 10^5 Pa) лесно се пресметува од $V_m = RT/p$ и се добива $24,789 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Една по-стара дефиниција за **стандардна температура и притисок** (**standard temperature and pressure, STP**) се однесувала на 0 °C и 1 atm; при STP моларниот волумен на идеален гас изнесува $22,414 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Меѓу другото, равенството 1.8 може да се употреби за да се дискутираат процеси во атмосферата што го обусловуваат времето.

(b) Гасни смеси

Кога се работи со гасни смеси, честопати е важно да се знае уделот во вкупниот притисок на секоја од компонентите во смесата. Парцијалниот притисок, p_j на гасот j во смесата (каков-годе гас, не неопходно идеален), е дефиниран како

$$p_j = x_j p$$

[1.13]

каде x_J е **молскиот удел** (количинскиот удел) на компонентата J, при што количеството од J се изразува како удел во целокупното количество молекули, n , во образецот:

$$x_J = \frac{n_J}{n} \quad n = n_A + n_B + \dots \quad [1.14]$$

Кога воопшто нема молекули од тип J, $x_J = 0$; кога има само J молекули, $x_J = 1$. Од дефиницијата за x_J следува дека, каков и да е составот на смесата, $x = x_A + x_B + \dots = 1$ и според тоа, сумата на парцијалните притисоци го дава вкупниот притисок:

$$p_A + p_B + \dots = (x_A + x_B + \dots)p = p \quad (1.15)$$

Ова равенство е точно како за идеални, така и за реални гасови.

Кога сите гасови се идеални, парцијалниот притисок дефиниран со 1.13 е истовремено и притисокот што би го покажувал секој гас кога при истата температура тој сам би го исполнувал садот. Последново е изворното значење на терминот „парцијален притисок“. Ваквата формулација била основата за изворната формулација на **законот на Долтн** (Dalton):

Притисокот што го врши смеса од гасови е збир од притисоците што секој од гасовите би го покажувал кога тој сам би го исполнувал садот.

Треба да се каже дека соодносот меѓу парцијалните притисоци (зададено со 1.13) и вкупниот притисок (зададено со 1.15) е вистинит за сите гасови, но само за идеални гасови парцијалниот притисок може да се идентифицира со притисокот што секој гас би го вршел кога би бил сам.

Пример 1.3 Пресметување на парцијални притисоци

Масениот состав на сув воздух на морското рамниште е приближно: N_2 : 75,5 % ; O_2 : 23,2 % ; Ar: 1,3 %. Колкав е парцијалниот притисок на секоја од компонентите, ако вкупниот притисок е 1,00 atm?

Метод Се очекува компонентите со висок молски удел да имаат пропорционално висок парцијален притисок. Парцијалниот притисок е дефиниран со равенката 1.13. За да се употреби оваа равенка, потребно е да бидат познати молските удели. За нивно пресметување (според 1.14) ќе се повикаме на фактот дека количеството молекули од вид J, со моларна маса M_J и во образец со маса m , е $n_J = m/M_J$. Молските удели не зависат од вкупната маса на образецот, така што за последната може да избереме вредност од, да речеме, 100 g (на тој начин конверзијата на масените удели е наједноставна). Така, масата на присутниот N_2 е 75,5 % од 100 g, односно 75,5 g.

Одговор Количеството молекули од секој вид присутни во 100 g воздух, чии маси на N_2 , O_2 и Ar се 75,5 g, 23,2 g и 1,3 g, соодветно, изнесува

$$n(N_2) = \frac{75,5 \text{ g}}{28,02 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{75,5}{28,02} \text{ mol}$$

$$n(O_2) = \frac{23,2 \text{ g}}{32,00 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{23,2}{32,00} \text{ mol}$$

$$n(Ar) = \frac{1,3 \text{ g}}{39,95 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{1,3}{39,95} \text{ mol}$$

За трите количества се добива 2,69 mol, 0,725 mol и 0,033 mol, соодветно што вкупно дава 3,45 mol. Молските удели се добиваат со делење на секое од горните

количества со 3,45 mol, а парцијалните притисоци се добиваат со множење на молскиот удел со вкупниот притисок (1,00 atm):

	N ₂	O ₂	Ar
Молски удел:	0,780	0,210	0,0096
Парцијален притисок/atm:	0,780	0,210	0,0096

При ова немаше потреба да се претпостави идеално однесување на гасовите. Парцијалните притисоци се дефинирани како $p_i = x_i p$ за било кој гас.

Тест за самопроверка 1.4 Кога ќе се земе предвид и јаглерод диоксидот, масениот состав изнесува 75,52 % (N₂), 23,15 % (O₂), 1,28 % (Ar) и 0,046 % (CO₂). Колкави се парцијалните притисоци, ако вкупниот притисок е 0,900 atm?

[0,703; 0,189; 0,0084; 0,00027 atm]

Реални гасови

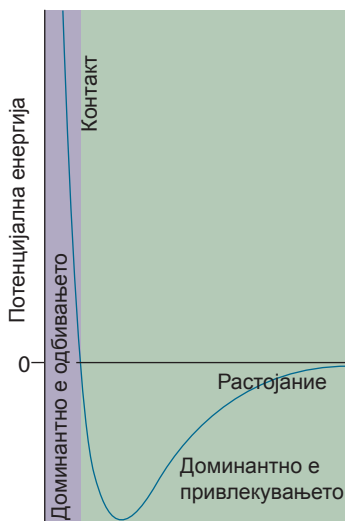
Реалните гасови не се покоруваат строго на законите за идеалните гасови. Отстапувањата од законот се особено важни при високи притисоци и при ниски температури, а најизразени се кога гасот се наоѓа на температурата (точката) на кондензација во течност.

1.3 Молекулски интеракции

Реалните гасови покажуваат отстапувања од законот за идеален гас, бидејќи молекулите стапуваат во меѓусебни интеракции. Одбивните сили меѓу молекулите ја потпомагаат експанзијата, а привлечните сили ја потпомагаат компресијата.

Одбивните сили доаѓаат до израз само кога молекулите се речиси во контакт. Ова се интеракции со краток дострел, дури и на скала мерена со дијаметрите на молекулите (Сл. 1.13). Бидејќи се работи за краткодострелни интеракции, одбивањата може да се сметаат за значајни само кога просечното растојание меѓу молекулите е мало. Ваков е случајот при високи притисоци кога голем број молекули се наоѓа во мал волумен. Од друга страна, привлечните интеракции имаат релативно долг дострел и се важни дури и на растојанија од неколку молекулски дијаметри. Важни се и кога молекулите се доста блиску, иако не е нужно тие да се допираат (при средно големи растојанија, в. Сл. 1.13). Привлечните сили не се од значење кога молекулите се далеку една од друга (крајно десно на Сл. 1.13). Меѓумолекулските сили се важни и кога температурата е многу ниска и молекулите се движат толку бавно, што може да бидат заробени од други молекули.

При ниски притисоци, кога образецот зазема голем волумен, молекулите се во најголем дел од времето толку далеку една од друга што меѓумолекулските сили немаат значајна улога и гасот привидно се однесува како идеален. При средно високи притисоци, кога просечно растојание меѓу молекулите е само неколку молекулски дијаметри, привлечните сили доминираат врз одбивните. Во ваков случај се очекува гасот да биде покомпресибилен отколку идеален гас, бидејќи силите потпомагаат молекулите да се држат заедно. При високи притисоци, кога средното растојание меѓу молекулите е мало, одбивните сили се доминантни и може да се очекува гасот да биде помалку компресибилен отколку идеален гас, бидејќи силите сега потпомагаат молекулите да бидат раздвоени.



Слика 1.13 Зависност на потенцијалната енергија на две молекули, од растојанието. Висока потенцијална енергија (при мали растојанија) укажува на силно одбивни интеракции при вакви растојанија. На средно големи растојанија, каде потенцијалната енергија е негативна, доминираат привлечните интеракции. При големи растојанија (на сликата десно) потенцијалната енергија е нула и не постојат интеракции меѓу молекулите.