

Лекция 1

ЧАСТ ПЪРВА. ТЕРМОДИНАМИКА

Наименованието ‘Термодинамика’ има гръцки произход и е съставено от две думи: ‘термо’, означаващо ‘нагрят’ и ‘динамис’ – сила. Този клон от физиката възниква за да обясни явленията свързани с преобразуването на топлината в механична работа. Тази необходимост възниква с появата на първите топлинни двигатели – парната машина, а по-късно и двигателят с вътрешно горене, парните и газовите турбини.

По-късно, в обхвата на термодинамиката се включват и други типове преобразуване на енергията и сега термодинамиката включва всички преобразувания на енергията.

Началните представи за топлината са били свързани с специална субстанция – топлород. Количеството на тази субстанция в телата е била мярка за нагретостта на телата (съдържание на топлинна енергия). Преминаването на топлина от едно тяло към друго се е обяснявало с ‘преливането’ на топлород от едно тяло към друго.

По-късно се установява, че природата на топлинните явления е свързана с вътрешния строеж на телата. Природата на тези явления се определя от трептенето на частиците на телата. Това трептене е свързано с наличие на кинетична и потенциална енергия, която е в основата на енергийното обяснение за топлината.

Във връзка с природата на топлината се поставя въпросът за подхода за описване на топлинните явления. Естественият подход за определяне на енергийните характеристики на топлината е да се използва механичната теория. Сумата от енергията на отделните частици определя пълната вътрешна енергия на телата и това може да се приеме като топлинна характеристика. Известно е, че състоянието на една механична система с N материални точки (частици) се определя от $6 \cdot N$ на брой параметъра и следователно се описва от толкова на брой уравнения. Термодинамичните системи се състоят от огромен брой частици (молекулите на определено количество газ). Това означава, че механичният подход трудно би могъл да се приложи за топлинните явления. Невъзможно е да се реши такава огромна система уравнения, още по-трудно е да се зададат началните и гранични условия, както и да се интерпретират резултатите.

Поради тези причини се прилагат различни методи за достигане на обобщени оценки за параметрите на системата от частици.

- Молекулно-кинетичната теория и статистическата физика използват усреднени или статистически обработени параметри за множеството от частиците от системата и достигат до обобщени параметри за топлинните явления. При тях не се държи сметка за микроскопичните процеси и за получаване на определени оценки се използват множество опростявания и теоретични предположения.

- Термодинамиката използва **феноменологичен** подход за описване на топлинните процеси в термодинамичните системи. Същността на този подход се заключава в това, че явленията се разглеждат без да се държи сметка за пораждащите ги причини. В случая се игнорира микроскопичната природа на явленията и се акцентира на външното проявление на процесите. Самото наименование на този подход произхожда от гръцката дума ‘феномена’ – явление. За изграждане на основите на такава теоретична научна област е необходимо формулиране на няколко основополагащи принципа или аксиоми. Обикновено те се извеждат от многократно проверени експериментални резултати свързани с явленията. За термодинамика, това са основните принципи на термодинамиката и някои основни уравнения (уравнение за състояние на газовете и други).

Недостатък на феноменологическия подход е игнорирането на микроскопичната структура на телата, но за сметка на това се получава една много точна теория. Такава теоретична област е

например геометрията (в основата са няколко аксиоми), която се смята за една от най-точните научни дисциплини имаща практическо

Термодинамиката има три основни направления: обща (физическа) термодинамика; химическа термодинамика и техническа термодинамика. Общата термодинамика разглежда основните принципни положения и теоретични изводи при преобразуване на енергията. Химичната термодинамика е специализирана в енергийния анализ на процесите свързани с химическите преобразувания и процеси. Техническата термодинамика разглежда приложните аспекти на термодинамиката и по специално основните процеси при топлинните двигатели и машини.

1 Основни понятия.

Основни понятия с които борава термодинамиката са: термодинамична система, термодинамични параметри, термодинамично състояние, термодинамичен процес и други.

1.1 Термодинамична система – това е съвкупност от материални тела (и/или полета), които могат да взаимодействат помежду си и с други тела и системи от окръжаващата ги среда. Това определение предполага, че съществува граница, която отделя термодинамичната система от околните предмети тела и системи (окръжаваща среда). Тази граница може да бъде реална (например стените на съд в който се намира газ) или условна (във вид на контролна повърхнина).

Видове термодинамични системи:

- По типа на телата в термодинамичната система: хомогенна и хетерогенна.

Хомогенна система има, когато няма рязко очертана граница между отделните тела в системата. Пример за такава система е съд с газ. Съд с газ е най-често използваният в теоретичните разработки пример за термодинамична система. **Хетерогенната** термодинамична система се състои от отделни тела с ясно очертани контури. Пример за такава система е съд, в който има газ в равновесие с течна фаза. Като пример за хетерогенна система може да се разглежда цялата вселена.

- По възможността да обменя енергия с околната среда: изолирана, полуизолирана и неизолирана. **Изолирана** термодинамична система е когато тя не обменя енергия с околната среда. **Полуизолираната** термодинамична система обменя някой от видовете енергия с околната среда и не обменя друг вид. Например системата може да обменя топлинна енергия, но да не обменя електромагнитна енергия. Неизолирана система има когато може да се обменя всякакъв вид енергия с околната среда.

- По възможността да се обменя маса с околната среда: отворена и затворена термодинамична система. Отворената термодинамична система обменя маса с околната среда, а затворената – не обменя.

1.2. Термодинамични параметри – параметрите обуславящи основните физическите свойства на термодинамичната система се наричат термодинамични параметри. Това са макроскопични величини, които характеризират поведението на термодинамичната система и взаимодействието ѝ с околната среда.

1.3. Термодинамично състояние – съвкупността от термодинамичните параметри (физическите свойства) на термодинамичната система при разглежданите условия и зададения момент. Биват равновесни и неравновесни термодинамични състояния. **Равновесно** е такова състояние при което, при неизменни външни условия, параметрите на системата остават постоянни във цялата област на системата (не се извършва преразпределение на маса или енергия между телата в системата). **Неравновесно** състояние има когато се извършва промяна на параметрите на системата при липса на външни въздействия.

Стационарно термодинамично състояние се реализира, когато параметрите на термодинамичната система остават постоянни благодарение на външни въздействия.

1.4. Термодинамичен процес – всяко изменение на един или няколко параметъра на термодинамичната система се нарича термодинамичен процес. Биват равновесни и неравновесни. **Равновесен** процес представлява непрекъсната последователност от равновесни състояния. При такъв процес термодинамическите параметри се променят безкрайно бавно. Всяко бързо изменение на някой параметър би довел системата в неравновесно състояние. Това е идеализиран процес. **Неравновесен** процес се реализира, когато системата преминава през неравновесни състояния. Всички реални процеси са в някаква степен неравновесни.

2. Основни термодинамични параметри

Относителен обем – това е обемът заемащ единица маса от термодинамичната система:

$$v = \frac{V}{m}, \quad [\text{m}^3/\text{kg}] \quad (1.1)$$

където V е обемът на областта заета от термодинамичната система, m – масата на веществото съдържащо се нея.

Обратна на тази величина е плътността ρ :

$$\rho = \frac{m}{V}, \quad [\text{kg}/\text{m}^3] \quad (1.2)$$

Освен тези величини във физиката се използва и специфично тегло γ , което е мярка за теглото на единица обем от веществото:

$$\gamma = \frac{G}{V}, \quad [\text{kgf}/\text{m}^3], \quad \text{където } G \text{ е теглото в килограми сила } [\text{kgf}] \text{ или в измерителната}$$

единица за сила в системата СИ – [N]. Връзката между двете измерителни единици за сила е:

$$1 \text{ kgf} = 9.81 \text{ N}; \quad (1.3)$$

За определяне на съдържанието на вещество в термодинамичната система се използва още една величина – **количество вещество**. Тя се явява мярка за количеството на структурните частици (молекули, атоми) вещество. Измерителна единица за тази величина е молекулната маса M , която има точно определена стойност за всяко вещество. 1 M (мол) е количество вещество което съдържа толкова структурни единици, колкото се съдържат в 0.012 kg въглерод (C). Казано по друг начин, 1 M е толкова грама от дадено вещество, колкото е броят на протоните и неутроните в една частица от веществото (атом или молекула). Така например, за кислорода O_2 , чиято молекула съдържа 32 частици в ядрата на двата атома от молекулата му 1 M (молекулната маса) е 32 грама.

Количеството вещество се измерва с величината n , брой молове от даденото вещество:

$$n = m/M, \quad [\text{mol}], \quad (1.4)$$

където m е масата, [kg] и M – молекулната маса за даденото вещество.

Молярен обем v_m е обемът на вещество с маса 1 M :

$$v_m = \frac{V}{n}, \quad [\text{m}^3/\text{mol}]. \quad (1.5)$$

Налягане.

Налягането е физическа величина, която представлява специфична сила и е равна на отношението на нормалната компонента на силата действаща върху дадена повърхнина към площта на тази повърхнина:

$$p = \frac{\nabla F}{\nabla S}, [\text{N/m}^2] \quad (1.6)$$

където ΔF е действащата нормална сила, ΔS - площта върху която действа силата.

Когато се разглежда налягането в малка околност или в точка, горната дефиниция се разглежда в граничен преход:

$$p = \lim_{\nabla S \rightarrow 0} \frac{\nabla F}{\nabla S} = \frac{\partial F}{\partial S},$$

Измерителната единица в система СИ е $[\text{N/m}^2]$, за която е въведено специално наименование **Pa** (Паскал).

Заедно с тази единица се използват и няколко други:

Физическа атмосфера - $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$. Това е налягането, което упражнява въздушната обвивка на земята, измерено на морското равнище.

Техническа атмосфера - $1 \text{ atm} = 98100 \text{ Pa}$. Това е стара измерителна единица и се равнява на налягане $1 [\text{kgf/sm}^2]$.

Бар (Bar) – $1 \text{ bar} = 100000 \text{ Pa}$.

Налягането се измерва и посредством височината на стълб течност. Използва се известната от хидростатика зависимост:

$$p = h g \rho \quad (1.7)$$

Проверката на измерителната единица показва, че тази величина е налягане:

$$[\text{m} \cdot \text{m/s}^2 \cdot \text{kg/m}^3] = [(\text{kg} \cdot \text{m})/\text{s}^2 \cdot 1/\text{m}^2] = [\text{N/m}^2]$$

Тъй като земното ускорение и плътността са постоянни величини, налягането е пропорционално на стълба течност:

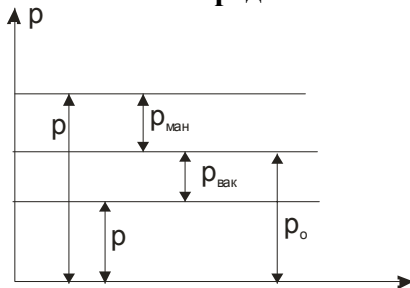
$$h = p / (g \rho) [\text{m}]. \quad (1.8)$$

Така височината може да се използва като мярка за налягането.

Например 1 техническа атмосфера преобразувана във воден стълб има следната стойност:

$$h_{\text{wat}} = \frac{98100}{1000 \cdot 9,81} = 10 [\text{m}].$$

Начини на определяне на налягането. При определяне на налягането, важна роля играе атмосферното налягане (p_o). На фиг.1.1 е показана схема за определяне на различните компоненти на налягането: абсолютно (p), манометрично ($p_{\text{ман}}$) и вакуметрично налягане ($p_{\text{вак}}$).



Фиг. 1.1 Видове налягане

Абсолютното налягането може да се зададе и посредством молекулно-кинетичната теория:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{\mu w^2}{2}, \quad (1.9)$$

където n е концентрация на молекулите (частиците) – брой частици в единица обем, μ - маса на частиците, w - средна скорост на частиците:

$$w = \sqrt{\frac{w_1^2 + w_2^2 + \dots}{n}}.$$

Температура

Температурата е физическа величина, явяваща се мярка за нагретостта на телата. Тя определя направлението на топлообмена между телата. Ако има две тела **A** и **B**, с температури T_A и T_B и $T_A > T_B$, то при допир между тях, тяло **A** ще отдава топлина, а тяло **B** ще получава топлина.

Чрез този физически процес може да се извършва подреждане на телата по тяхната нагретост или температура.

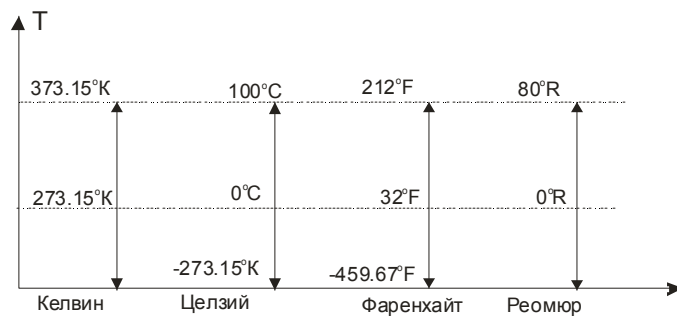
За измерване на температурата не може да се използва еталонна мярка, както е при много други физически величини. Поради това, измерването на температура става посредством други физически параметри, които са пропорционални на температурата. За целта се използва специално вещество или техническо устройство, което се нарича термометрично тяло. То трябва да отговаря на някои важни изисквания:

- физическото свойство, което се използва за измерване на температурата трябва да има регулярна зависимост от температурата. Най-добре е тази зависимост да е линейна.

- термометричното тяло трябва да поглъща малко количество топлина в процеса на измерване, за да не влияе на измерването. Ако се поглъща голямо количество топлина ще бъде променено температурното състояние на измервания обект и измерването няма да бъде точно.

Съществуват различни температурни скали. Съответствието между някои от най-често използваните температурни скали може да бъде изведено от схемата на фиг.1.2:

Основни реперни термодинамични явления, определящи построяването на различните термодинамични скали са фазовите преходи при нормални условия на едно от най-разпространените вещества на земята – водата. За начало на голяма част от скалите се приема температурата на превръщане на водата от твърдо в течно състояние.



Фиг. 1.2 Температурни скали

Ето някои съотношения между температурните скали, които могат директно да се определят от схемата на фиг.1.2:

$T = t^{\circ}C + 273,15^{\circ}$ (преобразуване от скала на Целзий към скала на Келвин)

$T = \frac{5}{9} t^{\circ}F + 255,37^{\circ}K$ (преобразуване от скала на Фаренхайт към скала на Келвин)

скала на Фаренхайт към скала на Келвин)

$t^{\circ}F = 32 + \frac{5}{9} \cdot t^{\circ}C$ (преобразуване от скала на Целзий към скала на Фаренхайт)

Типове термометри:

- Живачни термометри – за измерване на температури в диапазона $-30^{\circ}C$ до $300^{\circ}C$ (температура на замръзване на живака - $-38,87^{\circ}C$ и температура на кипене: $356,7^{\circ}C$);
- Спиртни термометри – за ниски температури: до $-100^{\circ}C$;
- Газови термометри;
- Съпротивителни термометри (използва се свойството изменение на съпротивлението на някои материали с изменение на температурата). Използват се за измерване на температури до $600^{\circ}C$.
- Термоелементи – използва се свойството да се генерира електродвижещо напрежение в двойка материали, което е пропорционално на температурната разлика
- Лъчисти термометри – използват се за измерване на високи температури: от $600^{\circ}C$ до $4000^{\circ}C$.
- Стопяеми призми – специални образци от сплави, които се топят при точно определени температури.

Температурата за идеални газове може да се представи и посредством апарата на молекулно-кинетичната теория:

$$T = \kappa \cdot \frac{2}{3} m \frac{w^2}{2},$$

където κ е коефициент, а m и w са масата и скоростта на частиците на веществото (газа).

2. Идеален газ

Идеален газ е идеализирана субстанция (работно тяло). Различава се от реалните газове по това, че се пренебрегва сцеплението между молекулите и обема на частиците. Това означава, че идеалният газ се състои от еластични материални точки, не взаимодействащи помежду си и нямащи обем. При газовете такова опростяване има смисъл, тъй като разстоянието между частиците (молекулите) е голямо и обемът, който заемат ядрата на атомите в молекулите (където е концентрирана масата) е малък в сравнение с разстоянията между молекулите.

Всеки реален газ може да се смята за идеален когато $p \rightarrow 0$ и $V \rightarrow \infty$.

Въздухът при налягане p до $200 \cdot 10^5$ Pa (atm) и температура $t = (20 - 50^\circ\text{C})$ може да се смята за идеален газ и грешката, която се допуска при това приемане е под 2%.

2.1 Закони на идеалните газове.

Закон на Боил – Мариот

Открит е през 1654 година от Боил и независимо от него от Мариот през 1676 година. Той гласи, че произведението на обема и налягането при подържане на постоянна температура остава постоянен:

$$(p \cdot V)_{T=\text{const}} = \text{const.} \quad (2.1)$$

При различни температури се получават различни стойности на произведението на налягането и обема т.е. $p \cdot V = f(T)$.

Записан за специфичния обем законът на Боил и Мариот изглежда по-следния начин:

$$(p \cdot v)_{T=\text{const}} = \text{const.} \quad (2.2)$$

Ако се разглеждат две термодинамични състояния за които температурата е една и съща то съгласно закона на Боил и Мариот трябва

$$p_1 \cdot v_1 = p_2 \cdot v_2 = \text{const} \quad \text{или}$$

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{v_2}{v_1}, \quad (2.3)$$

Следователно изменението на налягането е обратно пропорционално на изменението на обема.

Закон на Гей – Люсак

Законът на Гей – Люсак е изведен във вида:

$$V_{(p)} = \frac{V_0}{273.15} (t + 273.15) \quad (2.4)$$

където V и V_0 са стойности на обема на идеалния газ при зададена температура t и при температура $t = 0^\circ\text{C}$. Горното равенство се изпълнява при запазване на налягането като постоянна величина. По времето, когато е изведен този закон все още не е било известно съществуването на абсолютната температурна нула и стойността 273.15 не имала точно теоретично обяснение. Наличието на тази константа довежда по-късно до теоретичното и експериментално откриване на абсолютната температурна нула. Ако температурата се запише в градуси по Келвин то законът на Гей-Люсак ще изглежда по следния начин:

$$V = \frac{V_0}{T_0} T \quad \text{или записан за единица маса (специфичен обем):}$$

$$v = \frac{v_0}{T_0} T, \quad (2.5)$$

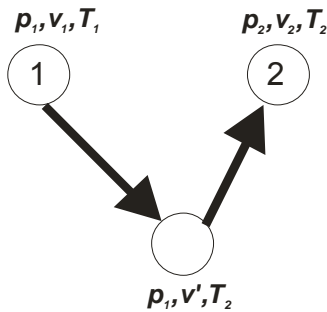
където T_0 е температурната нула по скалата на Целзий.

Записан за две термодинамични състояния с едно и също налягане този закон има вида:

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{v_1}{v_2}. \quad (2.6)$$

Уравнение на състоянието на идеален газ (Уравнение на Клапейрон).

Уравнението за състояние на газовете определя зависимостта между трите основни термодинамични параметъра – температура, специфичен обем и налягане. То може да бъде изведено от законите на Бойл-Мариот и Гей-Люсак. За целта се разглежда термодинамичен



Фиг. 2.1 Уравнение на Клапейрон

процес при който се изменят и трите параметъра, но се предполага че той се извършва на два етапа – първо протича процес при който налягането остава постоянно и след това процес при който температурата е постоянна (фиг.2.1). Ако означим с T_1 , v_1 и p_1 параметрите в началното състояние и с T_2 , v_2 и p_2 – параметрите в крайното състояние, за да се извърши процеса на два етапа трябва най-напред при постоянно налягане термодинамичната система да достигне температура T_2 и някакъв междинен обем v' , а след това при постоянна температура да достигне обем и налягане v_2 и p_2 . Записите за двата етапа на процеса са:

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{v_1}{v'} \quad \text{и} \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{v'}{v_1}.$$

Ако изразим обемът v' от първото уравнение и заместим във второто ще се получи:

$$v' = T_2 \frac{v_1}{T_1} \quad \text{и} \quad p_1 v' = p_2 v_2 \quad \text{или} \quad p_1 T_2 \frac{v_1}{T_1} = p_2 v_2$$

След преобразуване се получава:

$$\frac{p_1 v_1}{T_1} = \frac{p_2 v_2}{T_2} \quad (2.7)$$

Тъй като двете термодинамични състояния са произволно подбрани, този израз важи за кои да са две термодинамични състояния. Следователно тези съотношения на трите термодинамични състояния трябва да са константна величина:

$$\frac{p_1 v_1}{T_1} = \frac{p_2 v_2}{T_2} = \text{const} = R \quad (2.8)$$

Константа е записана с R и се нарича газова константа. Тогава окончателно за произволно термодинамично състояние може да се запише:

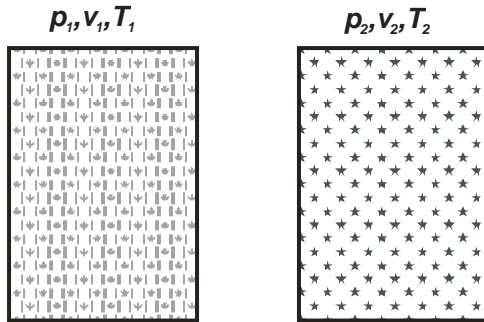
$$\frac{p \cdot v}{T} = R \quad (2.9)$$

$$\text{или} \quad p \cdot v = R \cdot T. \quad (2.10)$$

Това равенство е известно като уравнение за състоянието на идеални газове или уравнение на Клапейрон.

Закон на Авогадро

Разглеждат се два съда в които има различни видове газ (идеален газ) – фиг.2.2. Ако температурата, налягането и обемът на двата типа газ са еднакви ($p_1=p_2$; $v_1=v_2$; $T_1=T_2$), то съгласно закона на Авогадро, броят на молекулите в двата съда е еднакъв: $N_1 = N_2$. Ако изразим масите на газа в двата съда ще имаме:



Фиг. 2.2 Закон на Авогадро

$$m_1 = N_1 \cdot \mu_1 \text{ и } m_2 = N_2 \cdot \mu_2$$

където с μ_1 и μ_2 са означени масите на молекулите на двата газа. При почленното деление на двете равенства се получава:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{N_1 \mu_1}{N_2 \mu_2}$$

Като се вземе пред вид, че $N_1 = N_2$ и че съотношението на масите на молекулите на веществата е същото както съотношението на молекулните маси се получава:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \quad (2.11)$$

където M_1 и M_2 са молекулните маси на вата газа.

Ако се раздели и числителя и знаменателя на съотношението на масите с една и съща величина – обемът на двата газа, горното съотношение няма да се измени:

$$\frac{\frac{m_1}{V_1}}{\frac{m_2}{V_2}} = \frac{M_1}{M_2} \text{ или}$$

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad (2.12)$$

Следователно, съотношението на плътностите на два газа с еднакви налягане, температура и обем е равно на съотношението на молекулните им маси. Тъй като плътността е обратно пропорционална величина на специфичния обем, то горното съотношение може да се запише и във вида:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{M_1}{M_2} \quad (2.13)$$

или съотношението на специфичните обеми е обратно пропорционално на молекулните маси. Последното съотношение може да се запише и във вида:

$$v_1 \cdot M_1 = v_2 \cdot M_2 = v \cdot M = \text{const.} \quad (2.14)$$

Последната част на горната верига от равенства може да се запише, тъй като двата газа са избрани произволно и съотношенията, които бяха изведени важат за кой да е газ. Горната константа се означава с v_M и се нарича специфичен обем за 1 Mol вещество или молярен обем. Тъй като това е константна величина при зададени термодинамични условия, тя може да бъде изчислена, например за нормални условия (кислород):

$$v_M = v \cdot M = \frac{1}{\rho} M = \frac{32}{1.4276} = 22.4 \text{ [m}^3/\text{mol]} \quad (2.15)$$

Изчислявана за други газове тази величина дава същите стойности, което е следствие от закона на Авогадро.

Уравнение на Менделеев.

Уравнението за състояние на газовете (Клапейрон) може да бъде преобразувано, ако умножим двете страни с молекулната маса на газа M :

$$p \cdot v \cdot M = R \cdot T \cdot M \quad \text{или} \quad p \cdot v_M = M \cdot R \cdot T$$

При зададено налягане, лявата част на горното уравнение ще бъде постоянна величина, независимо от типа на веществото. По-същия начин трябва и дясната част да не зависи от веществото. Тогава произведението $M \cdot R$, което съдържа параметри характерни за всяко вещество трябва да остане едно и също. Това произведение се означава с R_M и се нарича универсална газова константа. Тогава горното уравнение приема вида:

$$p \cdot v_M = R_M \cdot T \quad (2.16)$$

и се нарича универсално уравнение за състоянието или уравнение на Менделеев.

Универсалната газова константа не зависи от конкретното вещество и може да се определи при определени термодинамични условия. Така например за нормални термодинамични условия тя има следната стойност:

$$R_M = \frac{p \cdot v_M}{T} = \frac{101325 \cdot 22.4}{273.15} = 8314 \text{ [J/kg} \cdot \text{°K]} \quad (2.17)$$

Привеждане към нормални условия

Тъй като газовете са силно свиваеми вещества, от съществено значение при измерването на обема им е при какви термодинамични условия се извършва измерването. За да се уеднаквят измерванията се въвежда преизчисляване на обема към нормални условия (1 атм. и 273.15 °К). Това преизчисляване се извършва на основата на уравнението за състояние на газовете (Клапейрон). Ако с p , V и T са означени действителните параметри на газа, то уравнението за състояние може да се запише два пъти – за действителните и за нормалните термодинамични условия:

$$p \cdot V = m \cdot R \cdot T$$

$$p_n \cdot V_n = m R T_n, \text{ където с индекс } n \text{ са означени нормалните термодинамични параметри.}$$

При почленно разделяне на двете равенства и съкращаване на еднаквите величини се получава израз за обема на газа при нормални условия:

$$V_n = \frac{T_n}{T} \frac{p \cdot V}{p_n} = \frac{273.15}{101325} \frac{p \cdot V}{T} \quad (2.18)$$

Газови смеси

Механичната смес на различни идеални газове се нарича газова смес. В практиката много често се срещат газови смеси. Типични примери на газови смеси са въздух (кислород, азот, инертни газове), изгорелите газове при горивните устройства и топлинните двигатели и много други. От особена важност е да могат да се определят термодинамичните параметри, ако се познават свойствата на съставящите газова смес компоненти и съотношението между тях.

Газовата смес може да се разглежда като механична смес получена от няколко типа газ, които при несмесено състояние биха имали определен обем и маса при същото налягане и температура, каквато има газовата смес. При това сумата от обемите на отделните компоненти е равна на общия обем на сместа.

В сместа всеки компонент (газ) може да се разглежда като самостоятелна субстанция заемаща целия обем. Ако даден компонент (i - компонент) заема самостоятелно целия обем, той би имал определено налягане, което се нарича парцеално налягане p_i . За всеки от съставящите газовата смес компоненти може да се запише уравнението за състояние:

$$p_i \cdot V = m_i \cdot R_i \cdot T$$

както и за цялата смес:

$$p \cdot V = m \cdot R_{см} \cdot T, \text{ където } R_{см} \text{ е газова константа на сместа.}$$

В този израз: $R_{см} = \frac{R_M}{M_{см}} = \frac{8314}{M_{см}}$, където $M_{см}$ е молекулната маса на сместа.

В 1801 година английският физик Далтон експериментално установява връзка между парцеалните налягания на отделните газове и налягането на сместа при постоянна температура:

$$p = \sum_{i=1}^n p_i, \quad (2.19)$$

т.е. сумата от парцеалните налягания е равна на общото налягане на сместа. Тази зависимост по-късно е получена и по теоретичен път чрез използване на молекулно-кинетичната теория.

Начини за представяне на газови смеси

Газовите смеси могат да бъдат представени чрез масови, обемни или молни дялове.

- Представяне чрез масови дялове.

Ако са известни масите на отделните компоненти в сместа могат да се определят масовите дялове:

$$g_i = \frac{m_i}{m}, \quad (2.20)$$

където m_i е масата на i – тия компонент, а m – общата маса на сместа. Ако сумираме всички масови дялове се получава:

$$g_1 + g_2 + \dots + g_n = 1 \quad (2.21)$$

- Представяне чрез обемни дялове.

Ако са известни обемите на отделните компоненти преди смесването им газовата смес може да се зададе чрез обемни дялове:

$$r_i = \frac{V_i}{V}, \quad (2.21)$$

където V_i е обемът на i – тия компонент, а V – общият обем на сместа. Ако сумираме всички обемни дялове се получава: $r_1 + r_2 + \dots + r_n = 1$.

- Преобразуване от представяне с масови дялове в представяне в обемни дялове и обратно:

$$g_i = \frac{m_i}{m} = \frac{\rho_i V_i}{\rho \cdot V} = \frac{\rho_i}{\rho} r_i \quad (2.22)$$

$$\text{или } g_i = \frac{\rho_i}{\rho} r_i = \frac{v}{v_i} r_i = \frac{R_{см}}{R_i} r_i = \frac{M_i}{M_{см}} r_i \quad (2.23)$$

Параметри на газовата смес

- Газова константа на сместа

Газовата константа на сместа може да се определи като се запишат отделните уравнения за състояние на газовите компоненти и се извърши сумиране:

$$p_1 \cdot V = m_1 \cdot R_1 \cdot T$$

$$p_2 \cdot V = m_2 \cdot R_2 \cdot T$$

.....

При сумиране почленно на горните равенства се получава:

$$\sum_{i=1}^n p_i \cdot V = T \sum_{i=1}^n m_i R_i .$$

Като се вземе пред вид закона на Далтон се получава:

$$p \cdot V = T \sum_{i=1}^n m_i R_i$$

Като запишем уравнението за състояние на цялата смес $p \cdot V = m \cdot R_{см} \cdot T$ и сравним с горното равенство можем да запишем:

$$m \cdot R_{см} = \sum_{i=1}^n m_i R_i$$

От тук след разделяне на масата на сместа m е получава газовата константа на сместа:

$$R_{см} = \sum \frac{m_i}{m} R_i = \sum g_i R_i \quad (2.24)$$

Ако сместа е зададена с обемни дялове може да се извърши преобразование в горната формула като се използват горните изрази за преминаване от един вид представяне в другия.

- Молекулна маса на сместа

Ако е известна газовата константа на сместа $R_{см}$ то е в сила изразът:

$$R_M = M_{см} \cdot R_{см}$$

От този израз може да се определи молекулната маса на сместа:

$$M_{см} = \frac{R_M}{R_{см}} \frac{8314}{\sum_{i=1}^n n g_i R_i} \quad (2.25)$$

- Плътност на газовата смес

$$\rho_{см} = \frac{m}{V} = \frac{\sum_{i=1}^n m_i}{V} = \frac{\sum \rho_i V_i}{V} = \sum_{i=1}^n r_i \rho_i \quad (2.26)$$

- Парцеално налягане

Уравнението на Боил и Мариот може да се запише във вида

$$p_i V = p V_i \quad (2.27)$$

от което може да се определи парцеалното налягане p_i :