

ТЕМА8: КИНЕТИЧНА ТЕОРИЯ НА ГАЗОВЕТЕ. ГАЗОВИ ЗАКОНИ

1. Предмет, задачи и методи на молекулната физика

Областта от физиката, която изучава строежът и свойствата на веществата от гледна точка на молекулно-кинетичните представи, се нарича *молекулна физика*.

Основната задача на молекулната физика е да обясни особеностите и законите на движение на молекулите в газове, течности и твърди тела и физичните свойства на веществата в различните агрегатни състояния.

Съвкупността от тела, ограничена от затворена повърхност (която може да бъде и въображаема), се нарича система. Тела, невлизащи в системата, но способни да оказват влияние върху нея, се нарича среда.

Пример: Газ, намиращ се в цилиндър под бутало, може да се разглежда като система. Тогава цилиндърът и буталото следва да се отнасят към заобикалящата среда. Те не участват в системата, но свойствата на газа (обема и налягането му) зависят от положението на буталото.

Системите могат да бъдат изучаване чрез различни подходи:

Динамичен метод. Между два съседни удара в стените на съда, градивните частици на идеалния газ се движат праволинейно. Законите, на които се подчиняват ударите им със стените на съда, са известни. Ето защо, познавайки положенията и скоростите на всички частици на газа в даден момент от време, е възможно да се изчислят техните положения и скорости във всеки следващ момент от време. Положенията и скоростите на частиците във всеки един момент от време дават най-пълна и детайлна информация за системата. Въпреки това този подход е неприложим поради огромния брой данни.

Статистически метод. При него се определят и изследват осреднените скорости и енергии на градивните частици, които могат да обяснят поведението на системата като цяло. Статистическите методи във физиката намират широко приложение, тъй като мнозинството физични системи се състоят от огромен брой частици. Освен това квантово-механичните закономерности по своята природа са статистически.

Термодинамичен метод. Системите от голям брой частици могат да се изследват и чрез друг подход, при който не се отчита вътрешната им структура. При това е необходимо да се използват понятия и физични величини, отнасящи се до системата като цяло. Например моделът „идеален газ“ в равновесно състояние се характеризира само с три величини – обем, температура и налягане. Експерименталните изследвания трябва да установят връзките между тези величини, а теорията се изгражда на някои общи закономерности (закон за запазване на енергията) и обяснява тези връзки. Такава теория е феноменологична. Тя не се интересува от вътрешните механизми на процесите, определящи поведението на изучаваната система. Този метод на изследване се нарича *термодинамичен*.

2. Молекулно-кинетични представи за веществото

Дискретна структура на веществото. Телата, с които се срещаме в ежедневието, винаги възприемаме като непрекъснати, т.е. изцяло запълнени от изграждащото ги вещество. От друга страна отдавна са известни явления, които доказват дискретната структура на веществото.

Пример: При външно въздействие или при промяна на температурата телата изменят обема си – разширяват се при нагряване и се свиват при охлаждане. Изменението на обема трудно би могло да се обясни, ако считаме, че телата са непрекъснати. От друга страна явлението лесно се обяснява при предположение, че телата се състоят от огромен брой много малки градивни частици, разположени на разстояние една от друга. Тогава изменението на обема може да се обясни като промяна на разстоянието между частиците.

Какво представляват частиците, от които са съставени всички вещества?

Молекула – това е най-малката структурна единица на веществото, запазваща химичните му свойства. Например няма смисъл да се говори за половин молекула вода, не защото молекулата е неделима, а защото при нейното разделяне се получават частици, които вече нямат свойствата на водата.

Молекулите се състоят от по-прости частици – **атоми. Атомът се определя като основна градивна частица на материята.** Известни са около 120 различни вида атоми, които се наричат *химични елементи*. Тези малък брой атоми на химичните елементи се комбинират по различни начини и образуват молекулите на огромно разнообразие от вещества в природата. Атомите и молекулите са електронеутрални. При определени състояния на веществото (например плазма, в някои кристали) от молекулата се отделя или към нея се свързва електрон и тогава тя се превръща в положително или отрицателно заредена частица – *йон*.

Сили на взаимодействие между молекулите. Множество факти дават основание да считаме, че между молекулите действат сили на отблъскване или привличане в зависимост от разстоянията между тях. По своята природа те имат електромагнитен произход. Например при незначително изменение на обема на твърдо тяло в него възникват съществени сили. Разтягането на тялото се възпрепятства от силите на привличане, а свиването – от силите на отблъскване. Тези сили обясняват еластичните свойства на телата. Съществуването на три агрегатни състояния на веществото – твърдо, течно и газообразно също е доказателство за силите на взаимодействие между градивните частици. В твърдо и течно състояние молекулите се привличат по-силно и тялото запазва обема си, а при твърдото състояние и формата си. В газообразно състояние силите на взаимодействие са значително по-малки, поради което газът изцяло запълва предоставения му обем.

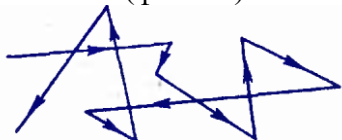
Движение на градивните частици на веществото. Фактът, че газовете не притежават собствена форма и обем, доказва още една важна особеност на частиците на веществото. Способността на газа да се разпространява в целия обем на съда показва, че молекулите се намират в постоянна движение. Редица свойства на веществото доказват, че тези движения са безпорядъчни и хаотични. Това означава, че не съществува направление в пространството, в което молекулите да се движат преимуществено. Такова хаотично движение се нарича **топлинно движение**. Топлинното движение се явява характеристика на веществото не само в газообразно състояние, но и в течно и твърдо.

И така, **веществото се състои от малки частици – молекули, които взаимодействат по между си и се намират в непрекъснато хаотично движение (топлинно движение).** Силите на взаимодействие между градивните частици обуславят тяхната потенциална енергия, а топлинното движение – кинетичната им енергия. Силите на привличане се стремят да свържат градивните частици в единно цяло, а наличието на кинетична енергия препятства тази тенденция. Отношението между кинетичната и потенциалната енергия определя агрегатното състояние на веществото. Когато кинетичната енергия е много по-голяма от потенциалната ($E_k \gg E_p$), веществото се намира в газообразно състояние. Ако кинетичната и потенциалната енергия са от един и същи порядък ($E_k \approx E_p$), веществото се намира в течно състояние, а когато потенциалната енергия е много по-голяма от кинетичната ($E_p \gg E_k$) – в твърдо състояние.

Основни характеристики на агрегатните състояния. Газообразното агрегатно състояние възниква в резултат на интензивно топлинно движение на градивните частици и много малки сили на взаимодействие между тях. Веществата в газообразно състояние не запазват формата и обема си. Техните форма и обем се определят от съда, в който са поставени. При отсъствие на съд веществото се стреми да заеме цялото пространство. През по-голямата част от времето всяка молекула се движи без взаимодействия, за кратък период от време в резултат на удар с друга молекула променя посоката на движението си. Разстоянието, което изминава молекулата между два удара, е хиляди пъти по-голяма от

диаметъра \dot{u} . Едновременно взаимодействие на три или повече молекули се случва изключително рядко. Траекторията на отделната молекула има следния вид (фиг. 1а).

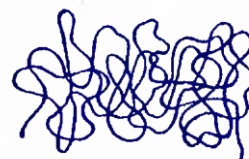
В твърдо агрегатно състояние градивните частици на веществото са здраво свързани поради сили на привличане. Веществото запазва формата и обема си. При деформация възникват сили, стремящи се да възстановят първоначалните форма и обем. Градивните частици са разположени в определени места и образуват *кристална решетка*. Те трептят около равновесни положения, наречени *възли на кристалната решетка*. Направлението, по което става трептенето, и амплитудата на трептенето се изменят с течение на времето, но за интервали от време, много по-големи в сравнение с периода на трептенето. Траекторията на отделната молекула може да се изобрази като последователност от отделни линейни трептения с различна амплитуда и в различни направления (фиг. 1б).



Фиг. 1а



Фиг. 1б



Фиг. 1в

Течното агрегатно състояние се характеризира с това, че веществото се стреми да запази обема си, но не и формата си. Молекулите в течността се намират близо една до друга, но техните относителни положения не са фиксирани и те относително бавно променят положението си една спрямо друга. Траекторията на отделната молекула може да се представи в следния вид (фиг. 1в).

3. Състояние на веществото, параметри на състоянието. Основно уравнение на МКТ. Температура и нейното измерване

Всяка система може да се разглежда от *макроскопична* и *микроскопична* гледна точка. *Макроскопичните състояния* на системата се характеризират със свойства, които непосредствено могат да бъдат измерени (налягане, обем, температура, плътност, химичен състав и др.), а *микроскопичните състояния* се определят от скоростите на молекулите, техните координати и др. Разглеждането на микроскопичните свойства се основава на определени представи за строежа на материята и процесите, протичащи на молекулно ниво. Тези представи се използват в статистическата механика и кинетичните теории за да обяснят макроскопичните свойства на веществата.

Опитът показва, че едно и също вещество в зависимост от състоянието притежава различни свойства. *Величините, с помощта на които се характеризират свойствата на системата, се наричат параметри. Система, състоянието на която се характеризира от макроскопични параметри, се нарича термодинамична.* В случая на най-прости системи, при отсъствия на силови полета в качеството на макроскопични параметри се избират *специфичния обем* ($V_{\text{сп}} = \frac{m}{V}$), *температурата*

T и *налягането p*. Тези параметри не са независими – ако един от тях се измени, изменя се и състоянието на системата като цяло. Така например специфичният обем на веществата при постоянен физичен и химичен строеж и зададени температура и налягане остава постоянен. Изменението на налягането или температурата довежда до изменение и на специфичния обем. Следователно специфичният обем е функция на температурата и налягането $V_{\text{сп}} = f(p, T)$. Аналогично налягането зависи от температурата и специфичния обем $p = f(T, V_{\text{сп}})$.

Така за пълно описание на състоянието на газа е необходимо да са зададени налягане и температура, или температура и обем, или налягане и обем. *Връзката между*

налягане, специфичен обем и температура за дадената система се нарича уравнение на състоянието.

$$F(p, T, V_{\text{ен}}) = 0 \quad (1)$$

Уравнението на състоянието се определя или експериментално или чрез методите на статистическата механика въз основа на представите за строежа на веществото. Засега са известни уравненията на състоянието за най-прости системи, каквито са газовете.

Налягане на газа. Основно уравнение на МКТ.

Като макроскопичен параметър налягането p на газовете може да се определи по следния начин: нормалната сила F , с която газът действа върху единица площ S от повърхността на стените.

$$p = \frac{F}{S} \quad (2)$$

Свойството на газовете да оказват налягане върху стените на съда е основно тяхно свойство. Именно чрез налягането газът най-често показва присъствието си. Ето защо величината налягане е една от главните му характеристики на газа.

Да разгледаме газ, който е затворен в съд и се намира в състояние на равновесие.

Приемаме, че:

- Всички молекули имат еднаква маса m ;
- Броят на молекулите в съда е N (следователно масата на газа в обема е $M = Nm$;
- Концентрацията на молекулите е $n = \frac{N}{V}$
- Ударите на молекулите по между си и със стените на съда са напълно еластични;
- Движението на молекулите е напълно хаотично.

Въвеждаме величините средна квадратична скорост средна кинетична енергия на молекулите:

$$v_{\text{кв}}^2 = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N v_i^2 \quad (3)$$

$$\bar{\epsilon}_k = \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m v_i^2 \quad (4)$$

Може да се покаже, че:

$$pV = \frac{2}{3} E_k = \frac{2}{3} M v_{\text{кв}}^2 \quad (5)$$

Имайки предвид връзката между кинетичната енергия на системата E_k и средната кинетична енергия на една молекула – $E_k = N \bar{\epsilon}_k$, следва, че

$p = \frac{1}{V} \frac{2}{3} N \bar{\epsilon}_k = \frac{2}{3} n \bar{\epsilon}_k \quad (6)$

Следователно налягането на газа е равно на две трети от средната кинетична енергия на молекулите, съдържащи се в единица обем на газа. Тази зависимост се нарича **основно уравнение на молекулно кинетичната теория**. Тя дава връзка между молекулни величини (т.е. величини, отнасящи се към отделна молекула) и величината налягане, характеризираща системата като цяло (макроскопична величина, непосредствено измервана в експеримента).

Температура. Измерване на температура

От основното уравнение на молекулно-кинетичната теория следва, че налягането на идеалния газ е пропорционално на плътността му (плътността на газа се определя от броя молекули n на газа в единица обем) и на средната кинетична енергия на

постъпателно движение на молекулите. При постоянно n , а това означава при постоянен обем на газа ($n = \frac{N}{V}$, където N е броя на молекулите в съда), налягането зависи само от средната кинетична енергия на молекулите.

От опита е известно, че при постоянен обем налягането на газа може да се измени само по един начин: като газът се нагрива или охлажда. Нагретият или охладен газ, както и всяко тяло, се характеризира с температура. Следователно между температурата и средната кинетична енергия на молекулите трябва да съществува връзка.

Първоначално температурата е била дефинирана като физична величина, характеризираща топлинното състояние на телата, степента им на нагрятост. Мнението за степента на нагрятост на телата, основаващо се на възприятията, е винаги ограничено и неточно. То зависи от условията, при които до този момент са се намирали нашите органи за възприятие.

Строго и научно обосновано определение на температурата като физична величина е получено въз основа на закона за топлинното (или термодинамичното) равновесие, съгласно който произволна изолирана система с течение на времето достига до състояние, при което температурата на всички тела, участващи в системата, е еднаква. Опитът показва, че в затворена система топлина се придава винаги от по-топлите тела към по-студените тела. След като температурата във всички части на системата се уравни, топлообменът се прекратява и настъпва състояние на топлинно равновесие. По такъв начин *температурата се явява количествен показател, определящ посоката на преноса на топлина.* Равенството на температурата на всички части на системата е условие за топлинното равновесие. За оценка на степента на отклонение на макроскопичните тела от топлинното равновесие, се въвежда понятието температурна разлика. Ако едно от състоянията считаме за нулево, то може да се говори не за температурна разлика, а само за температура. В този случай *температурата е физична величина, която е мярка за отклонението на дадено тяло от топлинното равновесие с другите тела, състоянието на които условно е прието за нулево.* Тя може да се дефинира и като *количествена мярка за интензивността на топлинното движение.* Колкото температурата на дадено тяло е по-висока, толкова по-интензивно е движението на неговите градивни частици.

За практическо измерване на температурата се използват главно две скали – международна температурна и термодинамична температурна. В международната температурна скала (скала на Целзий) температурата се изразява в градуси Целзий [$^{\circ}\text{C}$] и се означава с t . По тази скала температурата на топене на леда при нормални условия се приема за 0°C , а температурата на кипене на водата е 100°C . В термодинамичната температурна скала (скала на Келвин) температурата се изразява в келвини [K] и се означава с T . Тази скала се отличава от скалата на Целзий само по положението на нулата. При нея температурата на леда при нормални условия се приема за $273,15\text{ K}$, а температурата $T = 0\text{ K}$ се нарича абсолютна нула. Връзката между температурата на едно тяло, измерена в келвини, и температурата му в градуси Целзий се определя от следната зависимост:

$$T[\text{K}] = t[^{\circ}\text{C}] + 273,15 \quad (7)$$

4. Газови закони. Уравнение на състоянието на идеалния газ. Закон на Авогадро. Закон на Далтон.

Ще разгледаме най-простата термодинамична система – идеален газ. *Идеалният газ представлява съвкупност от еднакви, хаотично движещи се и невзаимодействащи от разстояние молекули, размерите на които се пренебрегват.*

Предварителни понятия

Маса на атомите и молекулите. В молекулната физика е прието масата на атомите и молекулите да се представя не в абсолютни стойности (в kg), а в относителна безразмерна величина, наричащи се *относителна атомна маса* A_r и *относителна молекулна маса* M_r . В качеството на *единица за атомна маса* m_u се приема 1/12 от масата на изотопа на въглерода ^{12}C :

$$m_u = \frac{\text{масатана } ^{12}\text{C}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \quad (8)$$

Относителната атомна маса и относителната молекулна маса се определят съответно по формулите:

$$A_r = \frac{m_{\text{ат}}}{m_u} \quad (8)$$

$$M_r = \frac{m_{\text{мол}}}{m_u} \quad (10)$$

където $m_{\text{ат}}$ и $m_{\text{мол}}$ са абсолютните стойности съответно на масата на атома и масата на молекулата.

Количество вещество. *Количеството вещество ν е физична величина, характеризираща броя на градивните частици на веществото. Измерва се в mol. 1 mol е равен на количеството вещество на разглежданата система, съдържащо толкова структурни елемента, колкото структурни елемента се съдържат в 12 g ^{12}C .*

N.B.!!! 1 mol от кое да е вещество съдържа един и същ брой структурни елементи.

Броят на структурните елементи, съдържащи се в 1 mol количество вещество, се нарича число на Авогадро – N_A .

$$N_A = \frac{0,012 \text{ kg}}{12 m_u} \text{ mol}^{-1} = \frac{10^{-3} \text{ kg}}{m_u} \text{ mol}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (11)$$

Понятието **mol** се отнася за броя на структурните елементи на веществото. Ето защо те трябва винаги да бъдат указани.

Моларна маса. *Под моларна маса μ се разбира масата на 1 mol количество вещество.* Измерва се в $\frac{\text{kg}}{\text{mol}}$. Може да се определи по формулата:

$$\mu = m_{\text{мол}} N_A \quad (12)$$

$$\mu = M_r m_u N_A = M_r \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \quad (13)$$

Броят молове е свързан с броя **N** на структурните елементи (молекули) на дадено количество вещество посредством формулата.

$$\nu = \frac{N}{N_A} \quad (14)$$

$$\nu = \frac{N m_{\text{мол}}}{N_A m_{\text{мол}}} = \frac{m}{\mu} \quad (15)$$

Закон на Боил-Мариот

В 1662 г. Боил, измервайки обема на газ при различни налягания, установил, **че при постоянна температура обемът на газ с постоянна маса се изменя обратно пропорционално на приложеното налягане**. Независимо от Боил, същото съотношение било установено в 1676 г. от френския учен Мариот. То получило наименованието **закон на Боил-Мариот**.

Ако p_1 и p_2 са наляганията на газа съответно при обеми V_1 и V_2 , съгласно закона на Боил-Мариот

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{V_1}{V_2}, \quad (16)$$

откъдето

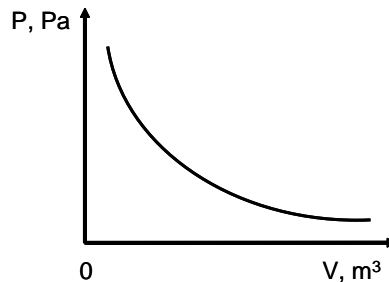
$$p_1 V_1 = p_2 V_2, \quad (17)$$

или

$$pV = \text{const}, T = \text{const}, m = \text{const} \quad (18)$$

Следователно законът на Боил-Мариот може да се формулира по следния начин: **произведението от налягането на дадена маса идеален газ и обема му остава постоянна величина, ако температурата на газа не се изменя**.

Законът на Боил-Мариот може да се представи графично във pV -диаграма - фиг. 2. Различните състояния на газа образуват геометрично място от точки, което представлява равнораменна хипербола. Тя може да се разглежда като графика на т.нар. **изотермичен процес** и се нарича **изотерма**.



Фиг. 2

Закон на Гей-Люсак

В 1802 г. френският учен Гей-Люсак публикува съобщение за откритието на още един газов закон, установяващ зависимост между обема на газа и температурата при постоянно налягане. Според този закон **относителното изменение на обема на дадена постоянна маса газ при постоянно налягане е правопропорционално на изменението на температурата**.

$$\frac{V_t - V_0}{V_0} = \alpha \Delta t \quad (19)$$

$$V_t = V_0(1 + \alpha \Delta t) \quad (20)$$

където V_t и V_0 са обемите на газа съответно при температури $t^\circ\text{C}$ и 0°C ; α - **температурен коефициент на обемно разширение при $p = \text{const}$** .

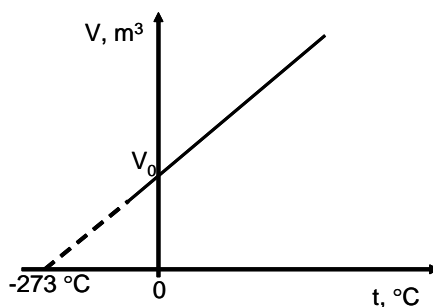
За различните газове стойностите на α слабо се различават, но при много ниски налягания са практически еднакви. Опитът показва, че $\alpha \approx \frac{1}{273}^\circ\text{C}^{-1}$; $\Delta t = t^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C}$.

Следователно ако температурата се измерва в целзиевата скала, уравнение (3.14) може да се запише във вида:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273} \right) \quad (21)$$

От тук следва, че при $t = -273 \text{ }^\circ\text{C} = -\frac{1}{\alpha}$, обемът на газа трябва да стане нула. За реалните газове това условие е невъзможно, тъй като преди достигането на тази температура газът ще се втечни.

Във Vt-диаграма зависимост (20) се представя графично с права линия, наречена *изобара*, а процесът, протичащ при постоянно налягане – *изобарен*.



Фиг. 3

Ако температурата се измерва в келвинова скала, уравнение (3.15) може да се запише във вида:

$$V_T = V_0 \frac{T}{T_0} \Rightarrow \frac{V_T}{T} = \frac{V_0}{T_0} = \text{const} \quad (22)$$

Така законът за изобарния процес може да се изкаже във вида: отношението между обема на дадена постоянна маса идеален газа и абсолютната му температура остава постоянно ако налягането на газа не се изменя.

Закон на Шарл

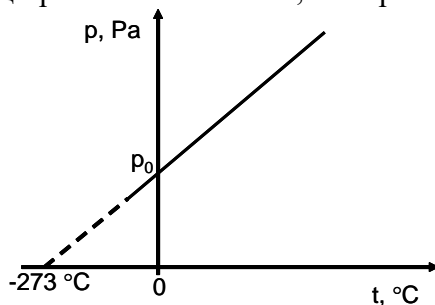
В 1787 г. френският физик Шарл установил, че *за дадена постоянна маса газ при запазване на постоянен обем налягането се изменя с температурата по линейна зависимост*. В математическа форма този закон може да се запише във вида:

$$p_t = p_0(1 + \beta t); V = \text{const} \quad (23)$$

където p_t и p_0 са наляганията на газа съответно при температури $t \text{ }^\circ\text{C}$ и $0 \text{ }^\circ\text{C}$; $\beta \approx \frac{1}{273} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

е *термичен коефициент на налягането на газа*.

В pT-диаграма зависимостта (23) се представя графично с права линия, наречена *изохора*, а процесът, протичащ при постоянен обем, се нарича *изохорен* – фиг. 4.



Фиг. 4

Преминавайки към абсолютна температурна скала, законът на Шарл има вида:

$$p_T = \beta p_0 T = \frac{p_0 T}{T_0} \Rightarrow \frac{p_T}{T} = \frac{p_0}{T_0} = \text{const} \quad (24)$$

Следователно за *дадена постоянна маса идеален газ при постоянен обем налягането е право пропорционално на абсолютната температура.*

Закон на Авогадро

В 1805 г. Гей-Люсак провел изследване за определяне процентното съдържание на кислород във въздуха. На базата на тези експерименти той формулирал следния закон за свързващите се обеми: *обемите на газове, които реагират по между си, се намират в отношения, изразяващи се чрез неголеми цели числа.* За обяснение на този емпиричен закон я 1811 г. Авогадро издига хипотезата, съгласно която *равни обеми от различни газове при еднакви температури и налягания съдържат еднакъв брой молекули.* Тази хипотеза била потвърдена опитно и понастоящем носи наименованието „закон на Авогадро”, представляващ един от основните закони на идеалните газове.

От закона на Авогадро следва, че 1 mol произволен идеален газ при еднаква температура и налягане заема един и същи обем. При нормални условия ($p_0=101325 \text{ Pa}$ и $T_0=273,15 \text{ K}$) този обем е $V_{0\mu}=22,414 \text{ l/mol}$.

Уравнение на състоянието на идеален газ

Обединявайки законите на Гей-Люсак и Боил-Мариот, френският физик Клапейрон извел уравнението на състоянието на идеалния газ, т.е. съотношението между p , $V_{\text{сп}}$ и T .

$$\frac{pV}{T} = \text{const}, \quad m = \text{const} \quad (25)$$

Уравнение (3.21), установяващо връзката между налягане, обем и температура при постоянна маса, е една от формите на запис на уравнението на състоянието на идеалния газ. То обобщава три опитни газови закона и изразява обединен газов закон, който твърди: *за дадена маса идеален газ произведението от обема и налягането, отнесено към абсолютната температура, е постоянна величина, независеща от състоянието, в което се намира газа.*

Ако означим константата C , отнесена към 1 kg газ, чрез B , уравнение (25) може да се запиши във вида

$$pV_{\text{сп}} = BT \quad (26)$$

B се нарича *специфична газова константа* – постоянна величина за даден конкретен газ, зависеща от неговата структура. Стойността на B за произволен газ може да се определи от израза:

$$B = \frac{p_0 V_{\text{сп}}}{T_0},$$

където $p_0=101325 \text{ Pa}$, $V_{\text{сп}}$ – специфичния обем на газа при T_0 и p_0 , $T_0=273,15 \text{ K}$.

В 1874 г. Менделеев записва уравнение (26) в по-общ вид, като го отнася към 1 mol и използвал закона на Авогадро. Ако количеството газ е равно на 1 mol, константата в уравнение (25) ще бъде еднаква за всички газове. Ако означим тази константа с R и моларния обем на газа с V_{μ} , уравнение (25) ще добие вида:

$$\frac{pV_{\mu}}{T} = R \quad \text{или} \\ pV_{\mu} = RT \quad (27)$$

където $R = \frac{p_0 V_{0\mu}}{T_0} = 8,31 \text{ J/mol K}$ - *универсална газова константа.*

Така за 1 mol идеален газ *произведението от обема и налягането, отнесено към абсолютната температура, е постоянна величина.*

Ако разгледаме ν mol идеален газ

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT$$

Така най-общата форма на уравнението на състоянието на идеален газ с произволна маса, което се нарича *уравнение на Клапейрон-Менделеев*, има вида

$$pV = \frac{m}{\mu} RT \quad (28)$$

Уравнението на Клапейрон-Менделеев е в тясна връзка с основното уравнение на МКТ. Сравнявайки израз (27) и основното уравнение на молекулно кинетичната теория, записано за 1 mol количество вещество (5), установяваме, че

$$v_{\text{кв}}^2 = \frac{3RT}{\mu} = \frac{3kT}{m}, \quad (29)$$

където $k = \frac{R}{N_A}$ е нова константа – константа на Болцман.

Така достигаме до един нов запис на основното уравнение на МКТ:

$$p = nkT, \quad (30)$$

т.е. налягането на идеален газ е правопрпорционално на температурата и концентрацията му.

Закон на Далтон

От основното уравнение на МКТ следва, че при дадена температура налягането на газа се определя само от броя молекули в единица обем (обемната концентрация на газа) и не зависи от вида на молекулите.

Да разгледаме газова смес, състояща се от няколко идеални газа **A**, **B**, **C**, ..., заемащи обем **V** при температура **T**. Газова смес се нарича *съвкупността от няколко разнородни газове, които се встъпват един с друг в химични реакции*. Такава смес представлява хомогенна термодинамична система. Общият брой молекули в единица обем на сместа е:

$$n = n_A + n_B + n_C + \dots = \sum_{i=1}^N n_i$$

Съгласно основното уравнение на МКТ

$$p_{\text{см}} = nkT = (n_A + n_B + n_C + \dots)kT = n_A kT + n_B kT + n_C kT + \dots = p_A + p_B + p_C + \dots$$

Величините $p_A = n_A kT$, $p_B = n_B kT$, $p_C = n_C kT$... се наричат *парциални налягания*. Парциалното налягане се определя като налягането, което би оказал всеки от газовете, ако единствено той запълва обема **V**, заеман от газовата смес. Така стигаме до закона за независимост на наляганията в газови смеси – закона на Далтон: *налягането на газова смес $p_{\text{см}}$ от химически невзаимодействащи един с друг газове, е равно на сумата от парциалните налягания p_i* .

$$p_{\text{см}} = p_A + p_B + p_C + \dots = \sum_{i=1}^N p_i = \frac{RT}{V} \sum_{i=1}^N \frac{m_i}{\mu_i} \quad (31)$$

където m_i и μ_i са съответно масата и моларната маса на *i*-тия газ, участващ в сместа.

Законът на Далтон е строго изпълнен само за идеални газове.