

ТЕМА 2: Идеален газ. Изопроцеси. Уравнение на състоянието на идеалния газ. Закон на Авогадро

Най-простият модел, който описва движението и взаимодействието на молекулите в газовете, е моделът на *идеалния газ*. В този модел се правят съществени опростяващи приближения:

А) Пренебрегва се собствения обем на молекулите;

Б) Пренебрегва се потенциалната енергия на взаимодействие между молекулите.

Смята се, че през по-голяма част от времето молекулите се движат праволинейно и равномерно и не взаимодействат по между си. Те встъпват във взаимодействия само когато се доближат на много малки разстояния една от друга. Това взаимодействие се разглежда като еластичен удар, подобен на удара между две твърди тела в класическата механика. Времето на удара е много по-малко от средното време между два последователни удара. В резултат на удара молекулите рязко променят посоката и големината на скоростта си, след което отново се движат праволинейно и равномерно (до следващия удар).

1. Предварителни понятия

1.1. 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 :

$$m_u = \frac{\text{масата на } ^{12}\text{C}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \quad (2.1)$$

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

$$A_r = \frac{m_{\text{ат}}}{m_u} \quad (2.2)$$

$$M_r = \frac{m_{\text{мол}}}{m_u} \quad (2.3)$$

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

1.2. 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 .

$$N_A = \frac{0,012 \text{ kg}}{12 m_u} \text{ mol}^{-1} = \frac{10^{-3} \text{ kg}}{m_u} \text{ mol}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad (2.4)$$

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

1.3. 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:

$$\mu = m_{\text{мол}} N_A \quad (2.5)$$

$$\mu = M_r m_u N_A = M_r \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{mol}} \quad (2.6)$$

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

$$\nu = \frac{N}{N_A} \quad (2.7)$$

$$\nu = \frac{N m_{\text{мол}}}{N_A m_{\text{мол}}} = \frac{m}{\mu} \quad (2.8)$$

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

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{V_1}{V_2}, \quad (2.9)$$

откъдето

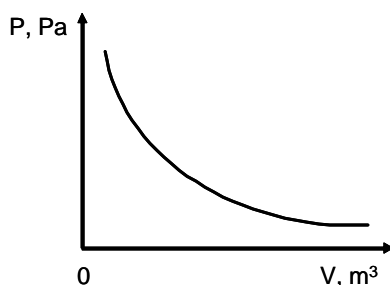
$$p_1 V_1 = p_2 V_2, \quad (2.10)$$

или

$$pV = \text{const}, T = \text{const}, m = \text{const} \quad (2.11)$$

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 пропорционално на изменението на температурата.

$$\frac{V_t - V_0}{V_0} = \alpha \Delta t \quad (2.12)$$

$$V_t = V_0(1 + \alpha \Delta t) \quad (2.13)$$

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 $p = \text{const}$.**

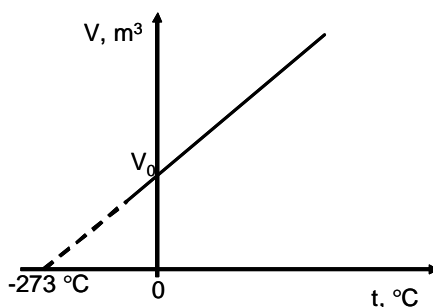
За различните газове стойностите на α слабо се различават, но при много ниски налягания са практически еднакви. Опитът показва, че $\alpha \approx \frac{1}{273}^\circ\text{C}^{-1}$; $\Delta t = t^\circ\text{C} - 0^\circ\text{C}$.

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

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273} \right) \quad (2.14)$$

От тук следва, че при $t = -273^\circ\text{C} = -\frac{1}{\alpha}$, 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**.



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

$$V_T = V_0 \frac{T}{T_0} \Rightarrow \frac{V_T}{T} = \frac{V_0}{T_0} = \text{const} \quad (2.15)$$

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.

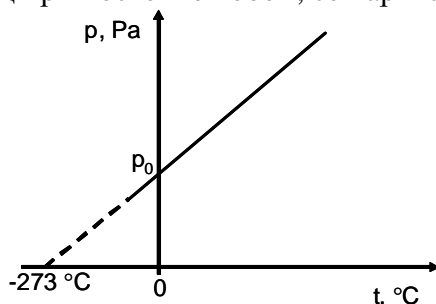
Закон на Шарл

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:

$$p_t = p_0(1 + \beta t); V = \text{const} \quad (2.16)$$

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

В p_t -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:

$$p_T = \beta p_0 T = \frac{p_0 T}{T_0} \Rightarrow \frac{p_T}{T} = \frac{p_0}{T_0} = \text{const} \quad (2.17)$$

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 ($p_0=101325$ Pa и $T_0=273,15$ K) този обем е $V_{0m}=22,414$ 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_{cp} и T .

$$\frac{pV}{T} = \text{const}, \quad m = \text{const} \quad (2.18)$$

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 (18) може да се запиши във вида

$$pV_{cp} = BT \quad (2.19)$$

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

В 1874 г. Менделеев записва уравнение (2.19) в по-общ вид, като го отнася към 1 mol и използва закона на Авогадро. Ако количеството газ е равно на 1 mol, константата в уравнение (2.18) ще бъде еднаква за всички газове. Ако означим тази константа с **R** и моларния обем на газа с V_μ , уравнение (2.18) ще добие вида:

$$\frac{pV_\mu}{T} = R \text{ или}$$

$$pV_\mu = RT \tag{2.20}$$

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

$$pV = \frac{m}{\mu} RT \tag{2.21}$$