

Емпирични газови закони. Изопроцеси. Идеален газ. Закон на Клапейрон– Менделеев

Емпирични газови закони. Изопроцеси

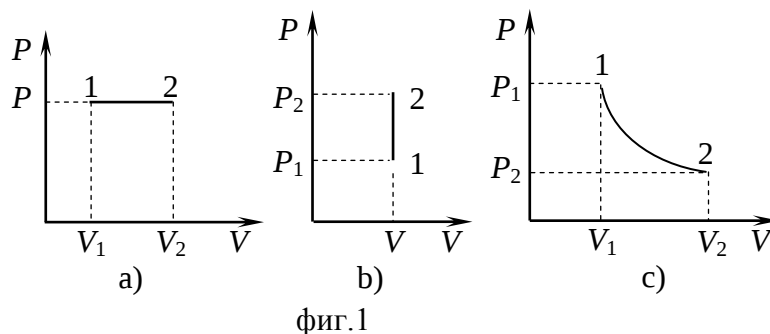
За описание на термодинамичните процеси е удобно да се използва някакъв модел, също както в механиката (материална точка, идеално твърдо тяло). Оказва се, че по-голямата част от реалните газове имат почти еднакво поведение в широк температурен интервал. В периода 17÷19 в. били установени експериментално няколко закона, описващи поведението на газове с постоянна маса m при нормални условия (не много високо налягане и не много ниска температура). Някои от тях се отнасят за изопроцеси (процеси, които протичат при постоянна стойност на един от макроскопичните параметри – налягане, обем или температура).

Закон на Бойл–Мариот: произведението от налягането и обема на определена маса газ m при постоянна температура ($T = \text{const}$, изотермен процес) е постоянна величина: $PV = \text{const}$.

Закон на Шарл: отношението на налягането към температурата на определена маса газ m при постоянен обем ($V = \text{const}$, изохорен процес) е постоянна величина: $\frac{P}{T} = \text{const}$.

Закон на Гей-Люсак: отношението на обема към температурата на определена маса газ m при постоянно налягане ($P = \text{const}$, изобарен процес) е постоянна величина: $\frac{V}{T} = \text{const}$.

Тези процеси (заедно с адиабатните процеси, които ще опишем по-късно) са едни от най-важните процеси в практическо отношение. Затова ще покажем как се представят графично в т.нар. P – V диаграма (фиг. 1). Графиката на изобарния процес е права линия, успоредна на абсцисната ос (фиг. 1a), а на изохорния – права линия, успоредна на ординатната ос (фиг. 1b). Изотермния процес (фиг. 1c) се изобразява с хипербола.



Други от експериментално установените закони се отнасят за параметрите на системата в определено състояние.

Закон на Авогадро: два различни газа с равни обеми при еднакви температури и налягания съдържат еднакъв брой молекули.

От закона на Авогадро може да се определи броя на молекулите в единица обем произволен газ при нормални условия ($P_0 = 1,01 \cdot 10^5$ Pa и $T_0 = 273,15$ K), или т.нар. число на Лошмид: $N_L = 2,68 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$.

Закон на Далтон: Налягането на газова смес е равно на сумата от парциалните налягания на отделните газове.

Парциалното налягане е това налягане, което би упражнявал всеки един газ от газовата смес, ако заема целия обем на съда.

Идеален газ. Закон на Клапейрон – Менделеев

Експериментално е установена и зависимост между основните термодинамични параметри, валидна за повечето газове:

$$(1) \frac{PV}{T} = \text{const}.$$

Експериментално е установен и фактът, че **1 mol** от всеки газ заема един и същ обем и като се запише (1) за **1 mol** газ, с обем V_μ , константата е една и съща за всички газове – наречена е универсална газова константа **$R=8.31 \text{ J/(mol.K)}$** :

$$(2) \frac{PV_\mu}{T} = R, \\ P = \frac{R}{V_\mu} T,$$

т.е. налягането на **1 mol** от всеки газ е пропорционално на температурата му (R и V_μ са константи). Тъй като масата m на газа е свързана с обема V чрез плътността ρ ($m=\rho V$), а от друга страна може да се

изрази чрез броя N на молекулите и масата на една молекула m_i ($m=Nm_i$), получаваме:

$$(3) \quad m = \rho V = Nm_i.$$

От същите съображения може да се получи подобна зависимост и за моларната маса (масата на **1 mol** газ) μ :

$$(4) \quad \mu = \rho V_\mu = N_A m_i,$$

тъй като броят на молекулите в **1 mol** газ е N_A . Ако разделим (3) на (4) можем да изразим моларния обем V_μ и като го заместим в (2) ще получим зависимостта за произволен обем газ:

$$\frac{\rho V}{\rho V_\mu} = \frac{Nm_i}{N_A m_i}$$

$$V_\mu = \frac{N_A}{N} V$$

$$(5) \quad P = \frac{R}{N_A} \frac{N}{V} T = \frac{N}{V} kT$$

$$(6) \quad PV = NkT,$$

където с k сме означили една нова константа, наречена константа на Болцман ($k=R/N_A=1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$). Следователно, термодинамичните параметри на произволен газ са свързани само чрез броя на молекулите и константата на Болцман т.е. действително, всички газове се държат по един и същ начин. Затова в молекулната физика и термодинамиката се използва моделът на идеалния газ. Това е такъв газ, за който сме пренебрегнали потенциалната енергия на взаимодействие между молекулите и размерите на самите молекули. Следователно, едноатомния идеален газ представлява система от материални точки, между които няма сили на взаимодействие т.е. те могат да променят скоростта си само при удар с друга молекула, а във времето между два удара се движат равномерно и праволинейно.

Като имаме предвид (3) и (4) можем да получим връзката:

$$\frac{N}{N_A} = \frac{m}{\mu}$$

и тогава зависимостта (5) може да се запише във вида:

$$PV = \frac{N}{N_A} RT = \frac{m}{\mu} RT,$$

която се нарича уравнение за състоянието на идеалния газ или уравнение (закон) на Клапейрон – Менделеев. Това е една от основните закономерности, която се използва при описанието на процесите, които се извършват в газове.