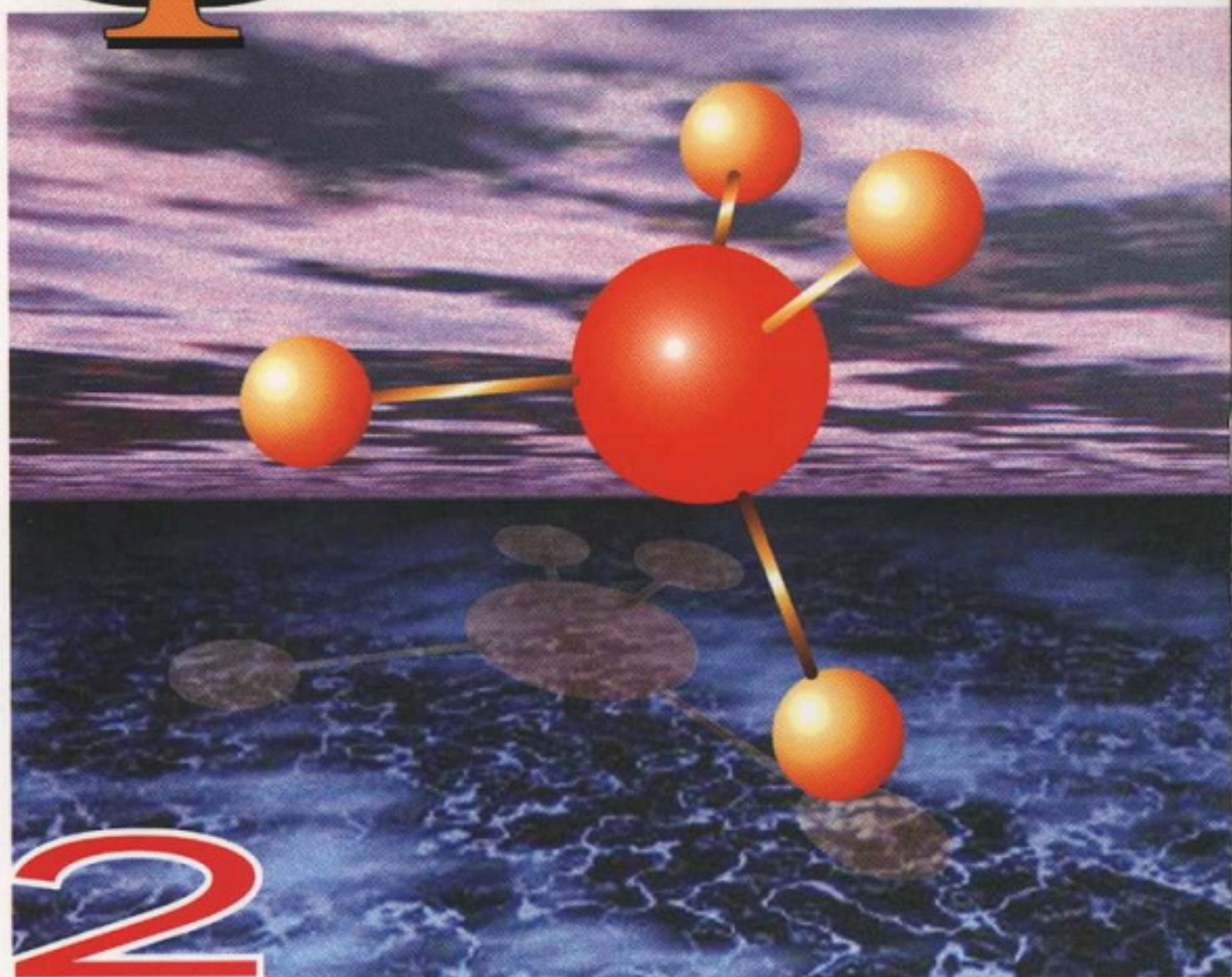




# Фізика

МОДУЛЬНЕ НАВЧАННЯ



2

МОДУЛЬ

## МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА Й ТЕРМОДИНАМІКА



$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

# Фізика

---

Модуль 2

## МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА Й ТЕРМОДИНАМІКА

*За загальною редакцією професора  
А. П. Поліщука*

*Третє видання, стереотипне*

*Рекомендовано  
Міністерством освіти і науки України  
як навчальний посібник для студентів  
вищих технічних навчальних закладів*

Київ  
Видавництво Національного авіаційного університету  
«НАУ-друк»  
2010

УДК 539(075.8)  
ББК В 30я7+В36я7+В317я7  
Ф 503

*Тиражувати без офіційного дозволу НАУ забороняється*

*Автори:*

**В. І. Благівістна, А. П. В'яла,  
С. М. Меньяйлов, А. П. Поліщук, І. Г. Третяков**

*Рецензенти:*

**О. В. Мельничук** — д-р фіз.-мат. наук, проф.  
(Ніжинський державний університет)  
**Г. В. Клімушева** — д-р фіз.-мат. наук, проф.  
(Інститут фізики НАН України)

*Гриф надано Міністерством освіти і науки України  
(Лист № 14/18.2-1757 від 19.07.05)*

**Фізика.** Модуль 2. Молекулярна фізика й термодинаміка:  
Ф 503 навч. посіб. / В. І. Благівістна, А. П. В'яла, С. М. Меньяйлов та  
ін.; за заг. ред. проф. А. П. Поліщука. — 3-тє вид., стереотип. —  
К.: Вид-во Нац. авіац. ун-ту «НАУ-друк», 2010. — 192 с.  
ISBN 978–966–598–241–8  
ISBN 978–966–598–302–6 (модуль 2)

Пропонований посібник — одне з найперших видань нового типу, підготовка яких стала необхідною у зв'язку з приєднанням України до Болонського процесу та переходом до кредитно-модульної системи навчання. Він відкриває започатковану та апробовану на кафедрі загальної фізики НАУ серію «Модульне навчання. Фізика», що складається із 7 модулів.

У модулі 2 «Молекулярна фізика й термодинаміка» систематизовано подано програмний матеріал з основних положень і законів молекулярно-кінетичної теорії та термодинаміки. Навчальні елементи цього модуля містять теоретичне ядро, задачі для аудиторної та індивідуальної роботи, а також лабораторний практикум. Питання для самоперевірки й ключові слова допоможуть студентові в підготовці до рейтингового контролю.

Для студентів усіх спеціальностей та всіх форм навчання вищих технічних навчальних закладів.

**УДК 539(075.8)  
ББК В 30я 7**

**ISBN 978–966–598–241–8  
ISBN 978–966–598–302–6 (модуль 2)**

© Благівістна В. І., В'яла А. П.,  
Меньяйлов С. М. та ін., 2006, 2010  
© НАУ, 2010



*Навчальне видання*

**БЛАГОВІСТНА Віра Іванівна  
В'ЯЛА Алевтина Петрівна  
МЄНЯЙЛОВ Сергій Миколайович  
ПОЛІЩУК Аркадій Петрович  
ТРЕТЯКОВ Іван Григорович**

# Фізика

Модуль **2**

**МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА  
Й ТЕРМОДИНАМІКА**

**Навчальний посібник**

*Третє видання, стереотипне*

*За загальною редакцією  
професора **А. П. Поліщука***

Редактор *Л. Бондаренко*  
Технічний редактор *А. Лавринович*  
Коректор *П. Тютюнник*  
Художник обкладинки *Т. Зябліцева*  
Верстка *О. Іваненко*

Підп. до друку 04.03.10. Формат 60×84/16. Папір офс.  
Офс. друк. Ум. друк. арк. 11,16. Обл.-вид. арк. 12,0.  
Тираж 500 пр. Замовлення № 46-1.

Видавництво Національного авіаційного університету «НАУ-друк»  
03680, Київ-58, просп. Космонавта Комарова, 1  
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру ДК № 977 від 05.07.2002  
Тел. (044) 406-78-28. Тел./факс: (044) 406-71-33  
E-mail: publish@nau.edu.ua

## Навчальний елемент 1

# МОЛЕКУЛЯРНО-КІНЕТИЧНА ТЕОРІЯ

Вивчивши НЕ-1, студент має знати основні положення і поняття молекулярно-кінетичної теорії, уміти формулювати, записувати й аналізувати закони молекулярної фізики, розподіли Максвелла і Больцмана, а також застосовувати теоретичні знання для розв'язування практичних задач.

### 1.1. Деякі основні поняття термодинаміки і молекулярної фізики

*Термодинамічною системою* (ТДС) називають сукупність макроскопічних тіл (ТДС може містити лише одне тіло), які обмінюються енергією та речовиною як між собою, так і з іншими тілами зовнішнього середовища. ТДС складається з такої величезної кількості структурних одиниць (молекул, атомів), що її стан можна характеризувати макроскопічними параметрами: густиною ( $\rho$ ), тиском ( $P$ ), об'ємом ( $V$ ) і температурою ( $T$ ).

ТДС називають *замкненою*, або *ізольованою*, якщо відсутній будь-який обмін енергією та речовиною між нею і зовнішнім середовищем. Систему називають *ізольованою в тепловому розумінні* (*адіабатично ізольована система*), якщо відсутній теплообмін між нею та зовнішнім середовищем.

Параметри стану ( $P$ ,  $V$ ,  $T$ ,  $\rho$ ) ТДС не завжди мають однакові значення в усіх точках простору, що його займає ТДС. Наприклад, у тіла, яке підігрівають з одного боку й охолоджують з іншого, температура в різних точках буде різною, і такому тілу як цілому не можна приписати певного значення температури.

Якщо за незмінних зовнішніх умов параметри ТДС в усіх точках мають певні значення і не потребують для свого підтримання жодного процесу в зовнішньому середовищі, то стан системи називають

*рівноважним*. Стан ТДС, в якому хоча б один із параметрів не має певного значення, називають *нерівноважним*.

Якщо систему, що перебуває в нерівноважному стані, ізолювати від зовнішнього середовища, то вона перейде у рівноважний стан. Такий перехід називають процесом *релаксації* (чи просто релаксацією). Час, за який початкове відхилення будь-якої величини від рівноважного значення зменшується в  $e$  ( $e = 2,71828\dots$ ) раз, називають *часом релаксації*. Кожний параметр ТДС має свій час релаксації. Найдовший із них визначає час релаксації усїєї системи.

*Термодинамічним процесом* називають перехід ТДС з одного стану в інший. Такий перехід завжди пов'язаний з порушенням рівноваги системи. Кожний параметр починає змінювати свої значення з часом. Але якщо процес проходить доволі повільно (теоретично — нескінченно повільно), то в кожний момент часу певні значення параметрів встигають поширитись на всю систему і між параметрами встановлюються певні співвідношення. Такий процес називають *квазістатичним*, а послідовні стани, в які переходить система, вважають рівноважними. У разі зміни напряму рівноважного процесу на протилежний система проходить через ті самі рівноважні стани, що й у прямому напрямі, але у зворотному порядку. Тому квазістатичні процеси називають також *оборотними*.

Таким чином, *оборотним* називають рівноважний процес, під час якого система повертається в початковий стан і при цьому в навколишньому середовищі не відбувається жодних змін. Ті процеси, які не відповідають цій умові, називають *необоротними*.

Зрозуміло, що нерівноважний процес у принципі не може бути оборотним; він завжди необоротний. Проте рівноважний процес завжди оборотний.

Якщо на координатних осях відкласти значення будь-яких двох параметрів стану, наприклад  $P$  і  $V$  (рис. 1), то рівноважний стан системи можна зобразити точкою, а оборотний, тобто рівноважний процес, — суцільною лінією.

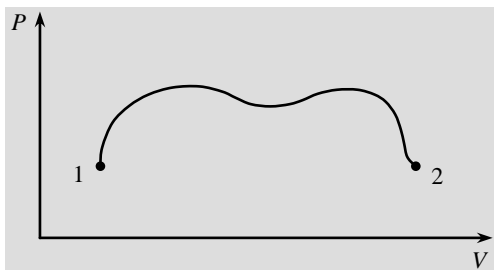


Рис. 1

Нерівноважні стани та процеси так зобразити неможливо, оскільки їхні параметри не мають певних значень. Процес, під час якого система після низки змін повертається в початковий стан, називають *коловим процесом*, або *циклом*. Колові процеси бувають як оборотними, так і необоротними.

У молекулярній фізиці маси атомів і молекул характеризують не лише їхніми абсолютними значеннями (у кілограмах), а й відносними безрозмірними величинами:  $A_r$  — *відносна атомна маса*;  $M_r$  — *відносна молекулярна маса*. За атомну одиницю маси (а.о.м.) беруть масу  $m_{\text{а.о.м.}}$ , що дорівнює  $1/12$  маси ізотопу карбону  $^{12}\text{C}$ :

$$m_{\text{а.о.м.}} = \frac{\text{Маса ізотопу } ^{12}\text{C} = m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Відносну молекулярну масу визначають за формулою

$$M_r = \frac{m_0}{m_{\text{а.о.м.}}} = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})}, \quad (1)$$

де  $m_0$  — абсолютне значення маси певної молекули, кг.

Відносна молекулярна маса  $M_r$  є безрозмірною величиною, яка показує, у скільки разів маса молекули певної речовини більша за атомну одиницю маси. Аналогічною формулою визначають і  $A_r$  — відносна атомна маса, необхідно лише масу молекули  $m_0$  замінити на масу атома (відносні атомні маси наведено в таблиці Менделєєва). З формули (1) випливає, що маса будь-якої молекули визначається добутком  $m_0 = m_{\text{а.о.м.}} \cdot M_r$ .

Для характеристики ТДС необхідно знати кількість речовини, що міститься в ній. У системі СІ цю кількість речовини виражають у молях.

*Моль* — кількість речовини в системі, в якій є стільки структурних елементів (атомів, молекул тощо), скільки є атомів у 0,012 кг ізотопу карбону  $^{12}\text{C}$  (поряд з моєм використовують 1 кіломоль = = 1000 моль). Отже, за означенням, моль будь-якої речовини містить однакову кількість структурних елементів. Таке число називають *сталю Авогадро*:

$$N_A = \frac{0,012}{m(^{12}\text{C})} = \frac{0,012}{12 \cdot m_{\text{а.о.м.}}} = \frac{10^{-3}}{m_{\text{а.о.м.}}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

З цієї формули маємо  $m_{\text{а.о.м.}} \cdot N_A = 10^{-3}$  кг/моль.

Один моль будь-якої речовини за нормальних умов (при  $T = 273$  К і  $P = 1,01 \cdot 10^5$  Па) має один і той самий об'єм —  $22,4 \cdot 10^{-3}$  м<sup>3</sup>/моль і однакову  $N_A$  кількість молекул.

*Молярна маса*  $\mu$  — це маса речовини, узята в кількості одного моля. Молярна маса дорівнює добутку маси однієї молекули  $m_0$  даної речовини на сталу Авогадро  $N_A$ :

$$\mu = m_0 \cdot N_A = m_0 \cdot 10^{-3} / m_{\text{а.о.м.}} = 10^{-3} \cdot M_r \text{ кг/моль} = M_r \text{ г/моль}. \quad (2)$$

Отже, маса моля, що визначена в грамах, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі, але слід пам'ятати, що  $M_r$  — безрозмірна величина, а молярна маса  $\mu$  має розмірність кг/моль або г/моль.

Відносна молекулярна маса визначається сумою відносних мас атомів, що входять до складу молекули. Наприклад, молярна маса вуглекислого газу  $\text{CO}_2$  становить  $44 \cdot 10^{-3}$  кг/моль, тому що його відносна молекулярна маса  $M_r(\text{CO}_2) = M_r(\text{C}) + M_r(\text{O}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$ .

Часто необхідно знати *кількість моль*  $\nu$  у певній речовині. Для цього потрібно поділити масу речовини на її молярну масу:

$$\nu = \frac{m}{\mu}. \quad (3)$$

Коли відомо кількість моль у певній речовині, можна легко визначити загальну кількість молекул:

$$N = \nu N_A = \frac{m}{\mu} N_A. \quad (4)$$

Кількість молекул в одиниці об'єму називають їхньою *концентрацією*:

$$n = \frac{N}{V} = \frac{m N_A}{\mu V} = \frac{\rho}{m_0}, \quad (5)$$



де  $\rho$  — густина цієї речовини.

Для того щоб визначити тиск суміші ідеальних газів, використовують закон Дальтона:

$$P = \sum_{i=1}^n P_i, \quad (6)$$

згідно з яким **тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків газів**.

*Парціальним* називають тиск, який створював би кожний газ окремо, займаючи весь об'єм, в якому перебуває суміш.

У системі СІ тиск вимірюється в паскалях (Па),  $1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$ . Оскільки ця величина досить мала, то користуються величиною в  $10^5$  більшою, яка має назву бар:  $1 \text{ бар} = 10^5 \text{ Па}$ . Іноді користуються фізичною атмосферою (атм), яка дорівнює тиску стовпчика ртуті висотою 760 мм. Ураховуючи густину ртуті  $13,595 \text{ г/см}^3$  ( $13595 \text{ кг/м}^3$ ) і прискорення вільного падіння  $9,80665 \text{ м/с}^2$ , дістаємо одиницю тиску:  $1 \text{ атм} = 101\,323 \text{ Па} \approx 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па} = 1,013 \text{ бар}$ .

Широко застосовується також і технічна атмосфера:  $1 \text{ ат} = 1 \text{ кгс/см}^2 = 98066,5 \text{ Па} \approx 0,98 \text{ бар}$ . Для вимірювання низького тиску використовують одиницю тиску тор — 1 мм. рт. ст.:  $1 \text{ тор} = \frac{1}{760} \text{ атм} = 133,332 \text{ Па}$ .

Під час розв'язування задач необхідно пам'ятати, що з наведених одиниць тиску лише паскаль є одиницею СІ.

## 1.2. Рівняння стану ідеального газу

У молекулярній фізиці (як і в механіці) для вивчення поведінки реальних систем користуються певними моделями. Такою моделлю в молекулярній фізиці є ідеальний газ.

*Ідеальним газом* називають газ, в якому потенціальною енергією взаємодії між молекулами можна знехтувати, тобто її можна вважати такою, що дорівнює нулю. Молекули такого газу є матеріальними точками, які пружно співударяються як між собою, так і зі стінками посудини. Зазначимо, що взаємодія між молекулами у вигляді короточасних зіткнень є рідкісним явищем (див. підрозд. 1.9), але завдяки існуванню такої взаємодії (при зіткненнях молекули обмінюються енергією) у системі може встановлюватися рівновага.

Будь-який реальний газ за достатнього розрідження близький за своїми властивостями до ідеального. З'ясувалося, що такі гази, як повітря, кисень, азот, навіть за нормальних умов мало відрізняються від ідеального газу. Особливо близькі за своїми властивостями до ідеального газу гелій і водень.

Клапейрон у 1834 р. дослідним шляхом установив, що для газів з невеликою густиною виконується рівняння  $PV/T = \text{const}$ , якщо  $m = \text{const}$ , — *рівняння Клапейрона*. Значення константи в цьому рівнянні залежить від маси газу, а також від його виду. Менделєєв у 1874 р. надав рівнянню Клапейрона загальнішої форми, запропонувавши відносити його не до звичайної одиниці маси (грам, кілограм), а до моля газу. Оскільки моль будь-якого газу за нормальних умов займає один і той самий об'єм ( $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$ ), то значення константи в рівнянні Клапейрона одне й те саме для одного моля *всіх газів*. Рівняння, яке встановлює зв'язок між макропараметрами  $P$ ,  $V$  і  $T$  для одного моля ідеального газу, називають рівнянням *Клапейрона—Менделєєва*, або *рівнянням стану ідеального газу*:

$$PV_{\mu} = RT, \quad (7)$$

де  $V_{\mu}$  — об'єм, що його займає 1 моль ідеального газу, а  $R$  — *універсальна газова стала*. Значення універсальної газової сталої легко знайти, скориставшись значеннями  $P$ ,  $V$  і  $T$  за нормальних умов:  $T = 273 \text{ К}$ ,  $P = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$  і  $V_{\mu} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$ ,

$$R = PV_{\mu} / T = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Для будь-якої маси газу  $m$ , що займає об'єм  $V = V_{\mu} \cdot m/\mu$ , рівняння (7) набирає вигляду:

$$PV = \frac{m}{\mu} RT, \quad (8)$$

де  $\mu$  — молярна маса.

З формули (8) можна визначити густину газу, який має певні тиск і температуру:

$$P = \frac{m}{\mu V} RT = \frac{\rho}{\mu} RT,$$

тобто

$$\rho = \frac{P\mu}{RT}. \quad (9)$$

Рівняння стану можна записати через концентрацію молекул  $n = N/V$  (кількість молекул в одиниці об'єму). Для цього помножимо і поділимо рівняння (8) на сталу Авогадро:

$$PV = \frac{m}{\mu} N_A \frac{RT}{N_A} \Rightarrow P = \frac{m}{\mu} N_A \cdot \frac{1}{V} \cdot \frac{RT}{N_A}.$$

У знайдений вираз входять такі величини:  $N = (m/\mu)N_A$  — кількість молекул у даному об'ємі;  $n = N/V$  — їхня концентрація;  $k = R/N_A$  — стала Больцмана

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}. \quad (10)$$

Використовуючи ці значення, дістаємо формулу для визначення тиску будь-якого газу:

$$P = nkT, \quad (11)$$

тобто

$$n = \frac{P}{kT}. \quad (11a)$$

Це означає, що всі ідеальні гази за однакових значень тиску і температури мають однакову кількість молекул в одиниці об'єму. Так, за нормального тиску  $P = 1,013 \cdot 10^5$  Па і температури  $T = 273$  К 1 м<sup>3</sup> газу містить  $n = 2,69 \cdot 10^{25}$  м<sup>-3</sup> молекул. Таку кількість молекул називають *числом Лошмідта*.

### 1.3. Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів

Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії (МКТ), пов'язуючи мікро- і макропараметри ТДС, визначає тиск, з яким молекули газу діють на стінки посудини, де вони містяться. Зрозуміло, що тиск зумовлюється силами, які виникають при зіткненні молекул зі стінкою.

Виведемо це рівняння, використовуючи таку модель (рис. 2).

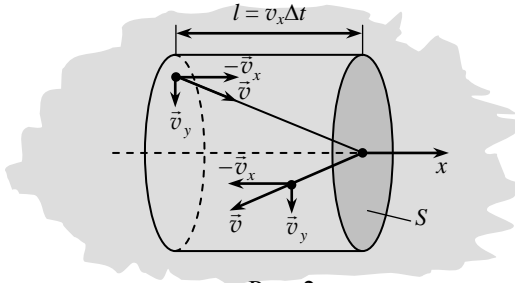


Рис. 2

Припустимо, що в посудині, яка має форму циліндра з площею основи  $S$  і твірною  $l$ , перебуває в рівноважному стані ( $T \neq 0$  К) однокатний ідеальний газ, маса молекул якого  $m_0$ .

Розглянемо дію однієї молекули, що рухається зі швидкістю  $v$  у напрямі правої стінки посудини вздовж осі  $x$ .

Ця молекула діятиме на стінку, а та, у свою чергу, — на молекулу з однаковою за абсолютною величиною і протилежною за напрямом силою (згідно з третім законом Ньютона). Абсолютна величина цієї сили за другим законом Ньютона дорівнює швидкості зміни імпульсу молекули:

$$F = \frac{\Delta(m_0 v)}{\Delta t}.$$

Оскільки зіткнення зі стінкою пружне (газ ідеальний і молекули відскакують від стінки за законом дзеркального відбиття), то лише перпендикулярна складова швидкості  $v_x$  змінить напрям руху на протилежний, а решта складових швидкості  $v_y$  і  $v_z$  залишаться незмінними.

Отже, зміна імпульсу молекули при ударі з правою стінкою така:

$$\Delta(m_0 v_x) = -m_0 v_x - (m_0 v_x) = -2m_0 v_x.$$

Такий самий імпульс, але в протилежному напрямі (без знака «мінус») дістала стінка з боку молекули (згідно з законом збереження імпульсу).

Циліндр об'ємом  $V = Sl$  містить не одну, а  $N$  молекул, що рухаються вздовж осі  $x$  (див. рис. 2). Через хаотичність теплового руху половина з них рухатиметься до правої стінки  $S$ , а решта — у протилежному напрямі, тобто до лівої.

Отже, можна визначити силу, якої зазнає стінка від удару всіх  $\frac{1}{2}N$  молекул, що мають складові  $v_x$ , напрямлені до правої стінки:

$$F = \frac{1}{2}N \frac{\Delta(m_0 v_x)}{\Delta t}.$$

Враховуючи, що  $N = n \cdot V = n \cdot S \cdot l = n \cdot S \cdot v_x \cdot \Delta t$ , дістаємо:

$$F = \frac{1}{2}nSv_x \Delta t \frac{2m_0 v_x}{\Delta t} = nm_0 v_x^2 S.$$

При цьому тиск газу на стінку

$$P = \frac{F}{S} = nm_0 v_x^2.$$

Ця формула справджується лише за умови однаковості перпендикулярних ( $v_x$ ) складових швидкості для всіх молекул.

Насправді молекули мають різні швидкості як за напрямом, так і за абсолютною величиною. Обчислимо тепер тиск газу, враховуючи цей факт.

Нехай із загальної кількості  $n$  молекул, що містяться в одиниці об'єму,  $n_1$  молекул мають швидкість  $v_1$ , а  $n_2$  молекул — швидкість  $v_2$  і т. д.

Позначимо складові цих швидкостей уздовж осей координат  $x$ ,  $y$ ,  $z$  відповідно  $v_{x1}$ ,  $v_{y1}$ ,  $v_{z1}$ ;  $v_{x2}$ ,  $v_{y2}$ ,  $v_{z2}$  і т. д. Тоді тиск молекул на стінку посудини, перпендикулярну до осі  $x$ , дорівнюватиме сумі тисків, що їх зазнає стінка від ударів молекул із різними проекціями швидкостей  $v_x$ :

$$P_x = n_1 m_0 v_{x1}^2 + n_2 m_0 v_{x2}^2 + n_3 m_0 v_{x3}^2 + \dots = m_0 \sum n_i v_{xi}^2.$$

Відповідно тиски на стінки посудини, перпендикулярні до осей  $y$  та  $z$ , будуть такі:

$$P_y = n_1 m_0 v_{y1}^2 + n_2 m_0 v_{y2}^2 + n_3 m_0 v_{y3}^2 + \dots = m_0 \sum n_i v_{yi}^2,$$

$$P_z = n_1 m_0 v_{z1}^2 + n_2 m_0 v_{z2}^2 + n_3 m_0 v_{z3}^2 + \dots = m_0 \sum n_i v_{zi}^2.$$

Оскільки рух молекул хаотичний, то всі напрями руху рівноцінні і тиск газу в будь-якому напрямі буде однаковий (звичайно, за умови, що газ перебуває в стані рівноваги):

$$P_x = P_y = P_z = P.$$

Додамо почленно раніше здобуті рівняння:

$$P_x + P_y + P_z = m_0 \sum n_i (v_{xi}^2 + v_{yi}^2 + v_{zi}^2) = 3P,$$

а враховуючи, що  $v_{xi}^2 + v_{yi}^2 + v_{zi}^2 = v_i^2$ , запишемо тиск у вигляді:

$$3P = m_0 \sum n_i v_i^2, \quad \text{або} \quad P = \frac{1}{3} m_0 \sum n_i v_i^2, \quad (12)$$

де  $\sum n_i v_i^2$  — сума квадратів швидкостей усіх молекул в одиниці об'єму газу.

Одиниця об'єму газу за нормальних умов містить величезну кількість молекул ( $n \approx 10^{20} \text{ см}^{-3}$ ), і визначити значення квадрата швидкості кожної молекули неможливо. Але можна визначити середнє значення квадрата цієї швидкості. Поділимо і помножимо праву частину останньої формули для тиску на  $\sum n_i = n$ . За означенням вели-

чина  $\frac{\sum n_i v_i^2}{n}$  є середнім значенням квадратів швидкостей:

$$\langle v^2 \rangle = \frac{\sum n_i v_i^2}{n}.$$

При цьому формула (12) набирає вигляду:

$$P = \frac{1}{3} m_0 n \langle v^2 \rangle. \quad (12a)$$

Корінь квадратний із середнього квадрата швидкості  $\sqrt{\langle v^2 \rangle}$  називають *середньою квадратичною швидкістю молекул* —  $v_{\text{ср.кв}}$ , а основне рівняння МКТ в остаточному варіанті записують так:

$$P = \frac{1}{3} n m_0 v_{\text{ср.кв}}^2. \quad (13)$$

Поділимо і помножимо рівняння (13) на 2:



$$P = \frac{2}{3} \frac{m_0 v_{\text{ср.кв}}^2}{2} n = \frac{2}{3} n < \varepsilon_{\text{пост}} >, \quad (14)$$

де  $< \varepsilon_{\text{пост}} >$  — середня кінетична енергія поступального руху однієї молекули.

Останнє рівняння свідчить, що тиск ідеального газу прямо пропорційний до середньої кінетичної енергії поступального руху молекул.

Формула (13) наочно демонструє зв'язок між мікропараметрами газу (маса молекули, її швидкість) і макропараметром  $P$  (тиском).

Помноживши ліву і праву частини рівності (14) на молярний об'єм  $V_\mu$ , дістанемо новий вигляд рівняння стану ідеального газу для одного моля:

$$PV_\mu = \frac{2}{3} n < \varepsilon_{\text{пост}} > V_\mu = \frac{2}{3} N_A < \varepsilon_{\text{пост}} > = RT.$$

Порівнюючи вираз для тиску  $P = nkT$  (11) із формулами (13) і (14), знаходимо відповідно середньоквадратичну швидкість молекул газу

$$nkT = \frac{1}{3} m_0 n v_{\text{ср.кв}}^2 \Rightarrow v_{\text{ср.кв}} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3kTN_A}{m_0 N_A}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} \quad (15)$$

( $m_0 N_A = \mu$ , а  $kN_A = R$ ) та їхню середню кінетичну енергію поступального руху

$$nkT = \frac{2}{3} n < \varepsilon_{\text{пост}} > \Rightarrow < \varepsilon_{\text{пост}} > = \frac{3}{2} kT. \quad (16)$$

## 1.4. Температура

У попередніх розділах використовувалось таке поняття, як *температура*, але нічого не було сказано про її фізичний зміст.

Температура — величина, яка характеризує стан термодинамічної рівноваги макросистеми, вона є макроскопічним параметром. Якщо при тепловому контакті одне тіло передає енергію іншому за рахунок теплопередачі, то вважають, що перше тіло має більшу температуру, ніж друге. Процес теплопередачі закінчується, коли температури обох тіл стають однаковими, тобто ТДС з двох тіл переходить у рівноважний стан.

Температура, на відміну від багатьох інших величин, є інтенсивним параметром, а не екстенсивним. Тому температура не є адитив-

## ЗМІСТ

Вступ . . . . .	3
<b>Навчальний елемент 0</b>	
СТИСЛІ ФІЗИЧНІ ВІДОМОСТІ . . . . .	8
<b>Навчальний елемент 1</b>	
МОЛЕКУЛЯРНО-КІНЕТИЧНА ТЕОРІЯ (А. П. В'яла) . . . . .	14
1.1. Деякі основні поняття термодинаміки і молекулярної фізики . . . . .	14
1.2. Рівняння стану ідеального газу . . . . .	18
1.3. Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів. . . . .	20
1.4. Температура . . . . .	24
1.5. Кількість степенів вільності. . . . .	26
1.6. Закон рівномірного розподілу енергії за степенями вільності . . . . .	28
1.7. Розподіл молекул газу за швидкостями (розподіл Максвелла) . . . . .	30
1.8. Молекули у зовнішньому потенціальному полі . . . . .	43
1.9. Середня довжина вільного пробігу і середня кількість зіткнень молекул газу . . . . .	47
1.10. Запитання для самоконтролю (С. М. Меньяйлов) . . . . .	50
1.11. Задачі (І. Г. Третьяков, С. М. Меньяйлов) . . . . .	52
<b>Навчальний елемент 2</b>	
ЯВИЩА ПЕРЕНЕСЕННЯ (А. П. В'яла) . . . . .	60
2.1. Явища перенесення. . . . .	60
2.2. Запитання для самоконтролю (С. М. Меньяйлов) . . . . .	72
2.3. Задачі (І. Г. Третьяков, С. М. Меньяйлов) . . . . .	73
<b>Навчальний елемент 3</b>	
РЕАЛЬНІ ГАЗИ (А. П. В'яла) . . . . .	76
3.1. Рівняння Ван-дер-Ваальса. . . . .	76
3.2. Ізотерми реального газу . . . . .	80
3.3. Поняття про фази та фазові перетворення . . . . .	84
3.4. Запитання для самоконтролю (С. М. Меньяйлов) . . . . .	86
3.5. Задачі (І. Г. Третьяков, С. М. Меньяйлов) . . . . .	86

**Навчальний елемент 4**

ПЕРШИЙ ПРИНЦИП ТЕРМОДИНАМІКИ (А. П. Поліщук) . . . . .	89
4.1. Внутрішня енергія термодинамічної системи. . . . .	89
4.2. Робота і теплота. . . . .	91
4.3. Перший принцип термодинаміки. . . . .	94
4.4. Застосування першого принципу термодинаміки до ізопроцесів в ідеальних газах . . . . .	96
4.5. Внутрішня енергія реального газу (газу Ван-дер-Ваальса) . . . . .	106
4.6. Теплові і холодильні машини . . . . .	110
4.7. Цикл Карно . . . . .	114
4.8. Запитання для самоконтролю (С. М. Меньяйлов) . . . . .	120
4.9. Задачі (І. Г. Третьяков, С. М. Меньяйлов) . . . . .	121

**Навчальний елемент 5**

ДРУГИЙ ТА ТРЕТІЙ ПРИНЦИПИ ТЕРМОДИНАМІКИ (А. П. Поліщук) . . . . .	129
5.1. Другий принцип термодинаміки . . . . .	129
5.2. Ентропія, вільна енергія, третій принцип термодинаміки. . . . .	130
5.3. Запитання для самоконтролю (С. М. Меньяйлов) . . . . .	148
5.4. Задачі . . . . .	149

**Навчальний елемент 6**

ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ (В. І. Благовістна, С. М. Меньяйлов) . . . . .	154
6.1. Правила складання протоколу лабораторної роботи. . . . .	154
6.2. Лабораторна робота 1 «Визначення відношення молярних теплоємностей газів» . . . . .	155
6.3. Лабораторна робота 2 «Визначення в'язкості рідини методом Стокса» . . . . .	161

**Навчальний елемент 7**

ІНДИВІДУАЛЬНІ ДОМАШНІ ЗАВДАННЯ (І. Г. Третьяков, С. М. Меньяйлов) . . . . .	169
7.1. Порядок виконання індивідуального домашнього завдання. . . . .	169
7.2. Варіанти домашньої роботи . . . . .	170
7.3. Задачі для індивідуального домашнього завдання . . . . .	171
7.4. Відповіді до задач. . . . .	181

**Навчальний елемент 8**

КЛЮЧОВІ СЛОВА . . . . .	183
-------------------------	-----

Список літератури . . . . .	185
-----------------------------	-----

**Навчальний елемент 9**

ТАБЛИЦІ ДОВІДОК . . . . .	186
---------------------------	-----