

МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ВНУТРІШНІХ
СПРАВ

Кафедра інформаційних технологій факультету №4

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни Фізика обов'язкової компоненти
освітньої програми першого рівня вищої освіти

125 Кібербезпека (безпека інформаційних та комунікаційних систем)

за темою – (Основи молекулярно-кінетичної теорії ідеальних газів)

Харків 2018

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від _____ № _____

СХВАЛЕНО

Вченою радою факультету № 4
Протокол від _____ № _____

ПОГОДЖЕНО

Секцією Науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від _____ № _____

Розглянуто на засіданні кафедри інформаційних технологій
протокол від _____ № _____

Розробники:

1. доцент кафедри, кандидат технічних наук Світличний В.А.

Рецензенти:

1. доцент кафедри кібербезпеки факультету №4 ХНУВС, к.т.н., доцент Носов В.В.,
2. професор кафедри проектування та експлуатації електронних апаратів ХНУРЕ,
к.т.н., доцент Хорошайло Ю.Є.

План лекції:

1. Вступ. Предмет дослідження. Термодинамічні системи. Термодинамічні параметри. Термодинамічний та статистичний методи дослідження термодинамічних систем.
2. Ідеальний газ як модельне тіло для дослідження термодинамічних систем. Дослідні газові закони. Рівняння стану ідеальних газів.
3. Основні положення та основні поняття молекулярно-кінетичної теорії. Фізичний зміст термодинамічних параметрів. Теорема про рівнорозподіл енергії за ступенями свободи (принцип Больцмана) Внутрішня енергія ідеального газу.
4. Висновки.

Основна література:

1. Сивухин Д.В. Общий курс физики. Том. 2. Термодинамика и молекулярная физика – М.: Высшая школа, 1979, 565 с.
2. Трофимова Т.И. Курс физики – М.: "Высшая школа", 1999.
3. Лопатинський Є.І., Зачек І.Р., Ільчук Г.А., Романишин Б.М. Фізика. Підручник. – Львів: Афіша, 2005. 394 с.

Додаткова література:

1. Базаров И.П. Термодинамика. Изд. 3-е - М.: Высшая школа, 1983. – 344 с.
2. Зисман Г.А., Годес О.М. Курс общей физики \в 3-х томах\ - Киев, "Дніпро", 1994.
3. Ландау Л.Д., Лифшиц С.М. Статистическая физика. 12., Наука. 1976. – 584 с.

Текст лекції

1. Вступ. Предмет дослідження. Термодинамічні системи. Термодинамічні параметри. Термодинамічний та статистичний методи дослідження термодинамічних систем.

Будову та внутрішній рух тіл та систем, що складаються з дуже великої кількості складових елементів (атомів, молекул, елементарних часток, інших тіл, навіть зірок та інших небесних тіл - молекул в подальшому) вивчають два взаємодоповнюючих розділи фізики: молекулярна фізика та термодинаміка. Предмет їх дослідження носить назву термодинамічної системи. Дослідження термодинамічних систем відбувається принципово різними методами, які взаємно доповнюють один одного.

Термодинамічними називаються системи, що містять значну кількість складових елементів (теоретично $N \cong 10^{10} \dots 10^{20}$ елементів) і підкоряються законам термодинаміки. На практиці буває досить кількох сотень складових елементів. Величини, що характеризують стан термодинамічної системи, носять назву параметрів стану. Основним параметром стану термодинамічної системи є її температура (Т). Температура характеризує ступінь нагрітості системи і визначається через поняття теплової рівноваги системи чи систем. Тілам, що знаходяться в стані теплової рівноваги приписується однакова температура. Вимірюється температура термометрами.

Зміна температури системи призводить до зміну об'єму тіл, або тиску, або внутрішньої електропровідності і таке інше. Ці зміни легко відмічаються і використовуються для вимірів температури. Властивості, зміна яких використовується для вимірів температури, називаються термометричними, а тіла, що мають такі властивості, називаються термометричними тілами. Термометричні тіла становлять основу будови термометрів - приладів для вимірювання температури.

В міжнародній системі одиниць SI температура вимірюється в кельвінах (К). Один кельвін - це одна сота температурного інтервалу від потрійної точки рівноваги води (рідина, лід і пара) до точки її кипіння. В наукових дослідженнях використовується абсолютна термодинамічна шкала температур, яка будується за розглядом особливостей коефіцієнта корисної дії (ККД) теплових машин. Тому, що він не може бути рівним нулю, або бути більшим за нуль, термодинамічна температура може бути тільки позитивною (або тільки від'ємною, за домовленістю), абсолютний нуль температури - теоретично недосяжна величина. В протилежному випадку ККД теплових машин міг бути 100% або більше, що суперечить другому закону термодинаміки (і людському досвіду).

В практиці використовуються різні шкали. Найбільше використання має шкала Цельсія, де за нуль приймається точка танення льоду (потрійна точка), а за 100°C - точка кипіння води. Одиниця вимірювання - 1°C = 1К.

Значення температури за різними шкалами зв'язані між собою: $t = T - 273$ К, де t - температура за шкалою Цельсія; T - температура за абсолютною термодинамічною шкалою.

Молекулярно-кінетична теорія надає температурі фізичного змісту, як величині пропорційній середній кінетичній енергії поступального руху молекул.

Внутрішньою енергією (Е) називається енергія тіл, що складають систему. В найпростішому випадку вважається, що в системі не відбувається ні хімічних, ні термоядерних, ні інших перетворень такого роду. Тому внутрішня енергія системи - це енергія механічного руху (кінетична і потенціальна) структурних елементів (молекул), що створюють систему, енергія їх неупорядкованого руху.

Кількість теплоти (Q) є міра зміни внутрішньої енергії в теплових процесах, що не супроводжуються виконання механічної роботи (тобто в процесах, де внутрішня енергія хаотичного руху одних тіл переходить у внутрішню енергію інших тіл системи чи систем). Кількість теплоти, як і внутрішня енергія, вимірюється в джоулях.

Якщо параметри термодинамічної системи фіксовані, то йдеться про стан системи. Стан називається рівноважним, якщо кожен з параметрів у всіх точках системи має однакове значення.

Зміна стану термодинамічної системи називається термодинамічним процесом. Термодинамічний процес, що відбувається через проміжні рівноважні стани, називається квазістатичним.

2 Ідеальний газ як модельне тіло для дослідження термодинамічних систем. Дослідні газові закони. Рівняння стану ідеальних газів.

Для вивчення найбільш загальних властивостей термодинамічних систем вводиться модельна термодинамічна система – ідеальний газ. Ідеальний газ, в цьому сенсі, це термодинамічна система, що має найбільш загальні властивості всіх термодинамічних систем.

Ідеальний газ є досить корисним для вивчення найбільш загальних властивостей речовини. При вивченні різних властивостей ця модель корегується відповідним чином. Найбільш проста модель ідеального газу використовується при вивченні загальних властивостей газів. Ця модель повинна мати найбільш характерні властивості присутні газовому стану речовини.

Молекулярно-кінетична теорія свідчить, що при переході речовини в газоподібний стан значно збільшується середня відстань між молекулами і стає значною порівняно з розмірами молекул; руйнуються дальній і ближній порядки в розташуванні молекул і їх рух стає хаотичним; сили взаємодії між молекулами на відстанях, що дорівнюють середнім, стають досить малими. Тому ідеальний газ для вивчення поведінки газів - це газ, що складається з матеріальних точок, які рухаються абсолютно хаотично і сили взаємодії між якими відсутні.

Для ідеальних газів справедливий закон Авогадро, який стверджує, що в рівних об'ємах при рівних умовах міститься однакове число молекул. Один моль довільної речовини містить $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ - число Авогадро молекул. На підставі закону Авогадро моль ідеальних газів при нормальних умовах (тиск $P_0 = 760$ мм рт.ст. = $1,015 \cdot 10^5$ Па; температура $T_0 = 273,15$ К) займає один і той же, незалежно від природи ідеального газу, об'єм, що, як показує досвід, дорівнює $V_m = 22,4 \cdot 10^{-3}$ м³/моль.

Для суміші ідеальних газів справедливий закон Дальтона: тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків газів суміші:

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_n. \quad (9.1.1)$$

Парціальним тиском P_i називається тиск, що його чинив би i -тий ідеальний газ суміші, якби він займав самостійно об'єм посудини. Цей закон є відображенням принципу суперпозиції, принципу незалежності дії сил.

Співвідношення між параметрами одного і того ж стану термодинамічної системи носить назву рівняння стану; співвідношення, що встановлює зв'язок між параметрами термодинамічної системи в різних станах термодинамічного процесу, носить назву закону.

Закони ідеальних газів були встановлені дослідним шляхом і мають місце для постійної маси ідеального газу. Термодинамічні процеси, що відбуваються за постійного значення одного з параметрів, називаються ізопроцесами.

Ізотермічний процес було досліджено дослідниками Бойлем та Маріоттом. Закон Бойля-Маріотта стверджує, що для постійної маси ідеального газу за сталої температури добуток тиску на об'єм залишається незмінним:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2. \quad (9.1.2)$$

Графік цього процесу (рис. 4.1), представлений на діаграмах „P-V”, „P-T” або „V-T”, - називається ізотермою.

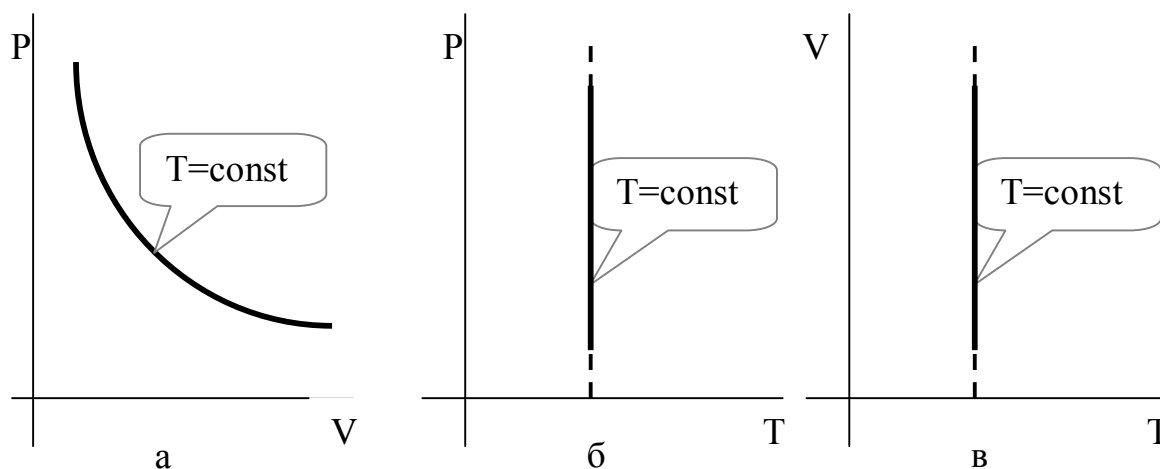


Рисунок 9.1

Найбільш вживаним є графік у формі рис. 5.1 а.

Ізобарний(ізобарний) процес підкоряється закону Гей Люссака: для постійної маси ідеального газу за постійного тиску об'єм зростає прямо пропорційно до зростання температури:

$$V_t = V_0(1 + \alpha t), \quad (9.1.3)$$

де

$$\alpha = \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ C} -$$

температурний коефіцієнт, сталий для всіх ідеальних газів; V_0 – об'єм газу за нуля градусів температури за Цельсієм. Якщо ввести абсолютну температуру $T = t + 273$ K, то закон Гей Люссака переписеться в компактній формі:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}. \quad (9.1.4)$$

Графік цього процесу (рис. 5.2), представлений на діаграмах „P-V”,

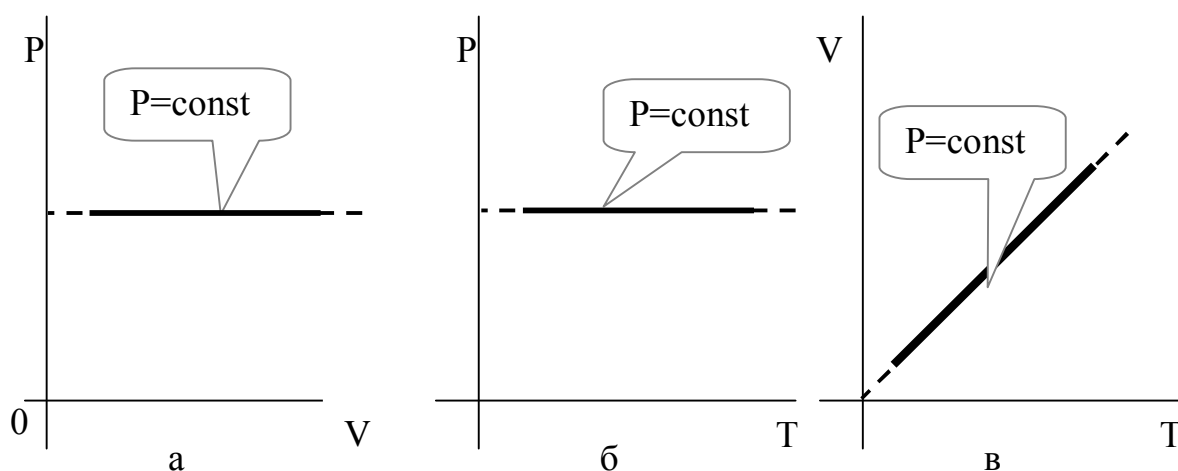


Рисунок 9.2

„P-T” або „V-T”, - називається ізобарою.

Найбільш інформативним є графік рис. 9.2 в, він свідчить про те, що об'єм ідеального газу за температури, що прагне до абсолютного нуля, також прагне до нуля – за припущенням ідеальний газ складається з матеріальних точок. Реальні гази не можуть мати нульового об'єму, за досить низьких температур газ перестане відповідати умовам ідеального газу.

Ізохоричний (ізохорний) процес підкоряється закону Шарля: для постійної маси ідеального газу за постійного об'єму тиск зростає прямо пропорційно до зростання температури:

$$P_t = P_0(1 + \alpha t), \quad (9.1.4)$$

де $\alpha = \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ C}$ – температурний коефіцієнт, сталий для всіх ідеальних газів; P_0 – об'єм газу за нуля

градусів температури за Цельсієм. Якщо ввести абсолютну температуру $T = t + 273$ K, то закон Шарля переписеться в компактній формі:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}. \quad (9.1.5)$$

Графік цього процесу (рис. 4.3), представлений на діаграмах „P-V”, „P-T” або „V-T”, - називається ізобарою.

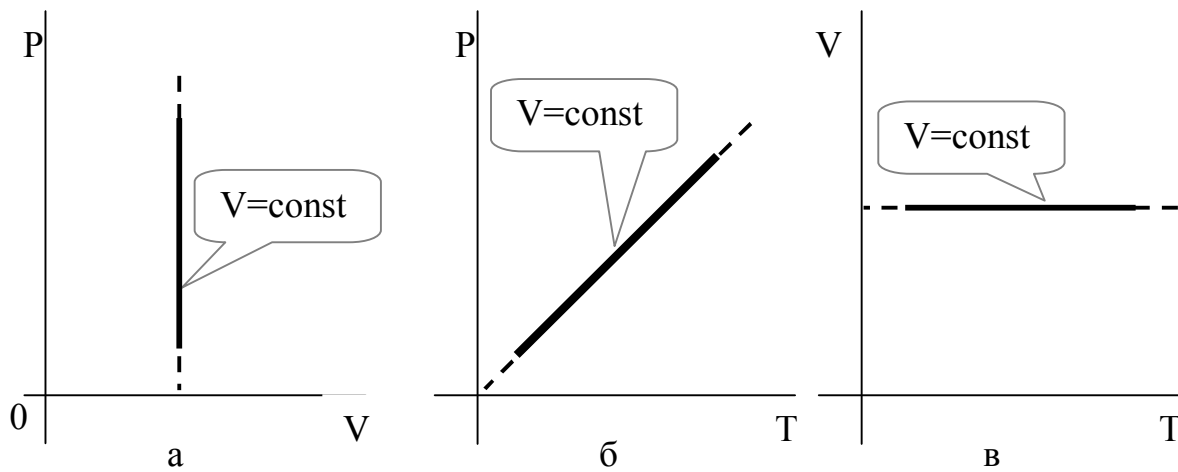


Рисунок 9.3

Найбільш інформативним є графік на рис.5.3 б, він свідчить про те, що тиск ідеального газу за температури, що прагне до абсолютного нуля, також прагне до нуля – за припущенням ідеальний газ складається з матеріальних точок, сили взаємодії між якими виключені. Зі зменшенням температури інтенсивність руху молекул зменшується, їх бомбардування стінок посудини зменшується, а за абсолютного нуля тиск стане нульовим. Реальні гази за досить низьких температур перестають відповідати умовам ідеального газу.

Скориставшись дослідними газовими законами, можна отримати об'єднаний газовий закон, що стверджує: для постійної маси ідеального газу добуток тиску на об'єм віднесений до абсолютної температури залишається незмінним в довільних процесах:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}. \quad (9.1.6)$$

Виходячи з об'єднаного газового закону (5.6), можна отримати рівняння стану ідеальних газів. За нормальних умов (тиск $P_0 = 1,015 \cdot 10^5$ Па; температура $T_0 = 273,15$ К) об'єм одного моля ідеального газу $V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3}$ м³ відповідно

$$\frac{P V_M}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}} = R; \quad P V_M = R T, \quad (9.1.7)$$

де $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}}$ – універсальна газова стала.

Рівняння стану довільної маси ідеального газу зв'язує параметри його стану:

$$P V = \frac{m}{M} R T = \nu R T, \quad (9.1.8)$$

де P - тиск; V - об'єм; T - температура; m - маса; M - молярна маса газу; ν - кількість молів газу; R - універсальна газова стала.

Одночасно вводиться стала Больцмана:

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}, \quad (9.1.9)$$

яка широко використовується в молекулярній фізиці.

Рівняння стану (5.8) може бути переписане в інших формах призначених для визначення конкретних характеристик:

а) для густини речовини -

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}; \quad (9.1.10)$$

б) для концентрації молекул -

$$n = \frac{N}{V} = \frac{\nu N_A}{kT} \Rightarrow n = \frac{P}{kT} \Rightarrow P = nkT. \quad (9.1.11)$$

3 Основні положення та основні поняття молекулярно-кінетичної теорії. Фізичний зміст термодинамічних параметрів. Теорема про рівнорозподіл енергії за ступенями свободи (принцип Больцмана) Внутрішня енергія ідеального газу.

Першою сформульованою теорією молекулярної фізики була молекулярно-кінетична теорія. В основі її лежать слідуєчі положення: 1) всі речовини складаються з атомів та молекул; 2) атоми та молекули знаходяться в безперервному хаотичному тепловому рухові; 3) атоми та молекули взаємодіють між собою.

Атомом називається найменша частинка хімічного елемента, що ще зберігає його основні фізичні (спектр електромагнітного випромінювання) та хімічні (здатність вступати в хімічні реакції) властивості. Молекула – це найменша частинка речовини, що ще зберігає його основні фізичні та хімічні властивості.

Виходячи з закону цілих кратних відношень мас хімічних елементів, що вступили в хімічну реакцію, було встановлено відносні маси всіх атомів. Якщо прийняти за одиницю маси (а.о.м.) $1/12$ маси атому вуглецю $^{12}_6\text{C}$, то маси всіх атомів в а.о.м. відомі і занесені в таблицю елементів.

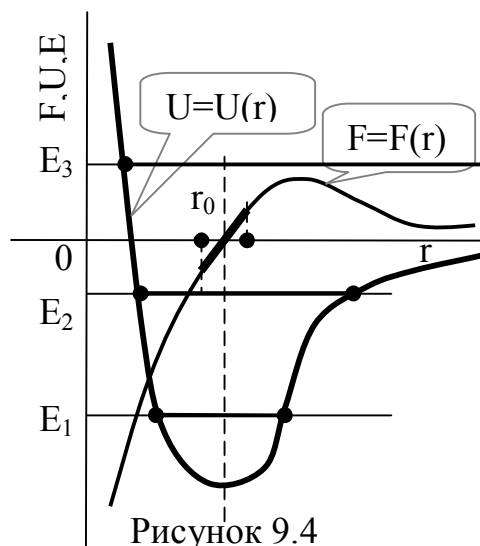
Кількість речовини, що складається із стількох елементів, що і 12 г вуглецю $^{12}_6\text{C}$, носить назву моль речовини. Це число – число Авогадро $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$. Маса моля речовини, виражена в грамах, чисельно дорівнює атомній масі елементу вираженій в а.о.м. Виходячи з маси моля, наприклад води - $18 \cdot 10^{-3}$ кг/моль, та з числа

Авогадро, оцінимо масу молекули води, наприклад: $m = \frac{18 \cdot 10^{-3}}{6.023 \cdot 10^{23}} = 3 \cdot 10^{-26} \text{ (кг)}$. Таким чином, маси атомів та молекул порядку 10^{-26} кг. Якщо густина води $\rho = 10^3 \text{ кг/м}^3$, то об'єм одного моля води і об'єм що приходить, в середньому, на одну молекулу, можна

визначити: $V_M = \frac{M}{\rho} = \frac{18 \cdot 10^{-3}}{10^3} = 18 \cdot 10^{-6} \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$; $v = \frac{V_M}{N_A} = \frac{18 \cdot 10^{-6}}{6.023 \cdot 10^{23}} = 3 \cdot 10^{-29} \text{ м}^3$. Звідки поперечні розміри атомів та молекул порядку 10^{-10} м. Концентрація атомів в конденсованій речовині, наприклад у воді, порядку 10^{29} м^{-3} .

Друге положення молекулярно-кінетичної теорії підтверджується броунівським рухом зважених у рідині малесеньких частинок речовини процесами випаровування речовин і інше.

Особливості взаємодії атомів та молекул вивчалися як на основі досліджень процесів стискування та розтягування тіл так і на основі сучасних теоретичних досліджень. Характер сил взаємодії між двома атомами (або молекулами) та потенціальної енергії цієї взаємодії представлений на графіках рис. 4.4. На осі відстаней між атомами вказана точка r_0 , де сили взаємодії дорівнюють нулю, а потенціальна енергія взаємодії сягає свого мінімуму.



Агрегатний стан речовини залежить від температури, або середньої енергії E руху її молекул. Твердий стан речовини відповідає малій енергії руху молекул (E_1 на рис. 5.4). Молекули речовини можуть рухатись тільки в обмеженому інтервалі відстаней навколо деяких рівноважних положень, при цьому зберігається певна форма тіла в цілому.

Із збільшенням температури тіла (енергія руху молекул E_2 на рис. 5.4), енергії руху молекул вистачає, щоб, подолавши сили притягання, час від часу змінювати своє рівноважне положення і так званий ближній порядок, - такий рух молекул відповідає рідкому стану. І, коли енергія руху молекул досить велика (E_3 на рис. 5.4), рух молекул обмежується тільки стінками посудини, - маємо газоподібний стан речовини.

Основним рівнянням молекулярно-кінетичної теорії називається рівняння, що зв'язує між собою характеристики руху молекул з макропараметри стану термодинамічної системи в цілому, вирішує тим саме основну задачу теорії, дає тлумачення фізичного змісту термодинамічних параметрів. Вивчення руху молекул ідеального газу дає можливість встановити такий зв'язок:

$$PV = \frac{1}{3} \sum_{i=1}^N m_i V_i^2, \quad (9.1.12)$$

де P – тиск; V - об'єм газу; m_i та V_i – відповідно маса та швидкість руху i - тої молекули; N – загальна кількість молекул газу. Рівняння у вигляді (5.12) має символічну форму, тому що загальна кількість молекул дуже велика. Кажуть з цього приводу, що динамічні характеристики окремих молекул позбавлені фізичного змісту – з ними не можливо проводити розрахунки, фізичний зміст мають тільки середні значення цих характеристик, молекулярна фізика оперує тільки з ними.

Якщо розглядається газ з однорідних молекул масою $m_i = m$, то рівняння (9.1.12) приймає форму:

$$PV = \frac{1}{3} m \sum_{i=1}^N V_i^2, \text{ а } \sum_{i=1}^N V_i^2 = NV_{\text{кв}}^2, \text{ де } V_{\text{кв}} - \text{середньостатистична величина, що носить назву середня}$$

квадратична швидкість руху молекул. Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії (9.1.12) приймає форму:

$$PV = \frac{1}{3} NmV_{\text{кв}}^2 = \frac{2}{3} N \frac{mV_{\text{кв}}^2}{2} = \frac{2}{3} N \langle \varepsilon \rangle, \quad (9.1.13)$$

де $\frac{mV_{\text{кв}}^2}{2} = \langle \varepsilon \rangle$ - середня кінетична енергія поступального руху молекул.

Основне рівняння (5.13) дає можливість тлумачити фізичний зміст термодинамічних параметрів. Дійсно тиск

$$PV = \frac{2}{3} N \langle \varepsilon \rangle \Rightarrow P = \frac{2}{3} \frac{N}{V} \langle \varepsilon \rangle = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon \rangle \quad (9.1.14)$$

визначається середньою енергією руху молекул та їх концентрацією.

Скориставшись рівнянням стану ідеального газу (5.11) отримаємо співвідношення для тлумачення

температури: $P = nkT = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon \rangle \Rightarrow \langle \varepsilon \rangle = \frac{3}{2} kT$. Абсолютна температура є мірою середньої кінетичної

енергії поступального руху молекул тіла (термодинамічної системи). Стала Больцмана є коефіцієнтом пропорційності між температурою і середньою кінетичною енергією поступального руху молекул

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{3}{2} kT, \quad (9.1.15)$$

вона встановлює співвідношення між джоулем і кельвіном.

Одним із фундаментальних положень класичної теорії є теорема про рівномірний розподіл енергії по ступенях свободи термодинамічної системи.

Під ступенями свободи розуміють кількість незалежних координат, необхідних для визначення положення тіла в просторі. Теорема стверджує, що на довільну ступінь свободи тіла в середньому приходить одна і та сама енергія [з цим положенням і узгоджується рівняння (5.6)]:

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{1}{2} kT, \quad (9.1.16)$$

де $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ - стала Больцмана.

Ідеальним є газ, в якому відсутні сили взаємодії між молекулами. Тому внутрішня енергія ідеального газу складається тільки з кінетичної енергії руху його молекул:

$$E = N \langle \varepsilon \rangle = N \frac{i}{2} kT, \quad (9.1.17)$$

де N - кількість молекул; i - число ступенів свободи поступального, обертального і коливального внутрішнього рухів його молекул,

$$i = i_{\text{поступ}} + i_{\text{оберт}} + 2i_{\text{колив}}. \quad (9.1.18)$$

Внутрішні коливання атомів в молекулах ідеального газу включають кінетичну і потенціальну енергії, тому при врахуванні ступенів свободи молекул кількість коливальних ступенів свободи подвоюється.

Моль речовини має $N = N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$ молекул, тому внутрішня енергія моля ідеального газу

$$E_M = N_A \frac{i}{2} kT, \quad (9.1.19)$$

Добуток $N_A k = R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}}$ має назву універсальної газової сталої і вираз (9.19) приймає вигляд:

$$E_M = \frac{i}{2} RT, \quad \text{а енергія довільної маси газу} \quad E = \frac{i}{2} \frac{m}{M} RT. \quad (9.1.20)$$

4. Висновки. В даній лекції розглянуті питання молекулярної фізики, засвоєння цих фізичних явищ і законів, методів фізичного дослідження, є базою при подальшому вивченні спеціалізованих дисциплін. Формування правильного розуміння границь застосовності фізичних понять, законів, теорій дозволить оцінювати ступінь вірогідності результатів, отриманих за допомогою експериментальних методів дослідження. Навчання побудові математичних моделей фізичних явищ, а також їхнього аналізу на основі аналітичних рішень і чисельного експерименту дозволить курсантам набути стійких навичок роботи за фахом