

ЧАСТИНА 2

МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА І ТЕРМОДИНАМІКА

Механіка вивчає механічний рух макроскопічних тіл (тобто тіл, що складаються з величезної кількості атомів і молекул). Але вивчаючи рух тіл у просторі, механіка не може пояснити, чому існують тверді, рідкі та газоподібні тіла, а досліджуючи сили як причини зміни стану руху тіл, не можна пояснити природу цих сил. Невичерпна різноманітність більшості явищ природи (теплових, електричних, магнітних, оптичних, ядерних тощо) пояснюється саме внутрішньою будовою речовини, рухом та взаємодією її складових частинок.

Молекулярна фізика та термодинаміка – це дві різні за своїми підходами, але тісно пов'язані науки, які займаються одним і тим самим – вивченням макроскопічних властивостей тіл (систем), але різними методами.

Розділ 7.

ОСНОВИ МОЛЕКУЛЯРНОЇ ФІЗИКИ ТА ТЕРМОДИНАМІКИ

Молекулярною фізикою називається розділ фізики, який вивчає будову, фізичні властивості та агрегатні стани речовини на основі їх мікроскопічної (молекулярної) будови. Молекулярна фізика користується так званим *статистичним методом*, який дає змогу визначити середні величини, що характеризують рух і взаємодію величезної сукупності молекул. Саме тому молекулярну фізику часто називають статистичною фізикою.

Дослідженням різних властивостей тіл і змін стану речовини займається також *термодинаміка*, яка користується *термодинамічним методом* – вивчення макроскопічних властивостей тіл і явищ без урахування їх внутрішньої будови.

Обидва методи доповнюють один одного. Спільне їх використання дає найбільш повну характеристику властивостей систем, що складаються із величезної кількості частинок.

§ 60. Молекулярно-кінетична теорія будови речовини

Становлення атомної теорії будови речовини. Гіпотеза про існування атомів як найменших неподільних частинок речовини була висунута понад 2500 років тому. Засновниками вчення про атомну будову речовини вважають давньогрецьких філософів

Левкіпа та його учня Демокріта, що жили у V ст. до н.е. Гіпотеза про те, що всі речовини складаються з окремих частинок – атомів, сформувався на основі спостереження за такими природними явищами, як здатність води до випаровування і конденсації з пари, здатність твердих тіл до розширення і розчинення, поширення запахів. Різноманіття запахів, смаків різних речовин і механічних властивостей тіл давньогрецькі атомісти пояснювали відмінностями форм і розмірів атомів, їх здатності до з'єднання. Атомістичні уявлення виникли не з глибоких знань про будову речовини, а швидше через її поверховість. Переконливих доказів існування атомів не знайшло, і вчення було на багато століть забуто. Видатні вчені середньовіччя Г. Галілей, Р. Декарт, І. Ньютон теж вважали, що речовина складається з дрібних частинок (вони їх називали корпускулами або атомами), проте ґрунтовного доведення їх існування у своїх працях не наводять.

Перше наукове обґрунтування існування атомів було дано у 1803 р. Джоном Дальтоном (Англія). Він розробив спосіб визначення відносних мас атомів, запропонувавши за одиницю маси атома прийняти масу одного атома Гідрогену. Д. Дальтон показав, що кожному хімічному елементу відповідає свій тип найдрібніших невидимих атомів, а всі речовини складаються із хімічно сполучених атомів.

Назвемо імена найвидатніших вчених, котрі присвятили свою діяльність дослідженню будови речовини. Так, англійський фізик і хімік Роберт Бойль встановив, що всі речовини можна розділити на два класи – хімічні елементи і хімічні сполуки. Російський учений Д. І. Менделєєв класифікував усі відомі на той час хімічні елементи, створивши періодичну систему хімічних елементів (*див. форзац*). Англійський ботанік Роберт Броун, розглядаючи у мікроскоп розведений у воді пилок квітів помітив як швидко і безладно рухаються його частинки у воді, а французький фізик Жан Батист Перен зумів пояснити це явище і довів існування молекул, розрахував їх розміри. Німецький фізик О. Штерн визначив швидкості руху молекул. Значний внесок у створення основ теорії будови речовини зробили у другій половині XIX ст. німецький фізик Р. Клаузіус (1822–1888), російський фізик (студент Києво-Могилянської академії) М. В. Ломоносов (1711–1765), австрійський фізик Л. Больцман (1844–1906). Вагомим також є внесок учених України – М. П. Авенаріуса (1835–1895), М. О. Умова (1846–1915), М. М. Бекетова (1827–1911), М. М. Шіллера (1848–1910), І. П. Пулюя (1845–1918) та інших.

На основі досліджень цих та багатьох інших учених у XX ст. було створено теорію будови речовини, так звану *молекулярно-кінетичну теорію*.

Молекулярно-кінетичною теорією (МКТ) називають теорію, яка пояснює будову і властивості тіл на основі закономірностей руху і взаємодії атомів та молекул.

Молекулярно-кінетична теорія пояснює теплові явища у макроскопічних тілах на основі уявлень, що всі тіла складаються з окремих частинок, які рухаються хаотично і неперервно та взаємодіють між собою. Ця теорія прагне пов'язати характеристики руху і взаємодії окремих атомів і молекул з величинами, які описують властивості макротіл.

Основні положення молекулярно-кінетичної теорії речовини. В основу молекулярно-кінетичної теорії речовини покладено *три положення*, сучасне формулювання яких таке:

1. *Будь-які речовини мають дискретну (переривчасту) будову. Вони складаються з найдрібніших частинок – молекул або атомів (йонів).*

2. *Молекули перебувають у стані безперервного хаотичного (невпорядкованого) руху. Це рух називається тепловим і у загальному випадку є сукупністю поступального, обертального і коливального рухів.*

3. *Молекули взаємодіють одна з одною силами притягання і відштовхування. Природа цих сил електромагнітна.*

Можна навести безліч фактів на підтвердження цих положень. Зокрема, пружність газів, твердих тіл і рідин, здатність рідин змочувати тверді тіла, процеси фарбування, склеювання, деформації твердих тіл тощо – свідчать про існування сил притягання і відштовхування між молекулами. У 1974 р. вперше вдалося сфотографувати окремі атоми і молекули за допомогою електронного мікроскопа.

Дифузія та броунівський рух. Значна роль у становленні молекулярно-кінетичної теорії належить явищам *дифузії (осмосу)* та *броунівського руху*, які, зокрема, вважаються першими дослідними її обґрунтуваннями.

Дифузія (від лат. diffusio – розливання) – процес спонтанного взаємного проникнення молекул однієї речовини в міжмолекулярні проміжки іншої. *Осмос* – дифузія, що відбувається крізь напівпроникні перегородки, тобто осмос – одностороння дифузія.

Причиною дифузії є тепловий рух молекул і наявність проміжків між молекулами речовин, що змішуються. Прикладом дифузії у газах є швидке поширення запахів навіть за відсутності вітру (аромат парфумів за кілька хвилин відчувається в усій кімнаті). У рідинах легко спостерігати змішування різних рідин. З підвищенням температури швидкість дифузії зростає внаслідок зростання швидкості руху частинок.

У рідинах дифузія відбувається значно повільніше, ніж у газах, але швидше, ніж у твердих тілах. Дифундують і молекули (атоми) твердих тіл, але за низьких температур це відбувається вельми повільно. Ці відмінності пояснюються різним характером теплового руху атомів і молекул у різних станах речовини.

У природі за механізмом дифузії відбувається живлення рослин з ґрунту. В організмах людей і тварин крізь стінки шлунка і кишок «всмоктуються» тільки ті речовини, які потрібні для побудови клітин організму. Насичення крові киснем і виведення шкідливих речовин – теж дифузія (осмос).

Броунівський рух названо на честь англійського ботаніка Р. Броуна (1773–1858). У 1827 р. він відкрив неперервний хаотичний рух спор плауна у воді.

Броунівський рух – неперервний хаотичний рух частинок, що зависли в рідині чи газі.

Сам Броун спочатку вважав, що рух частинок відбувається тому, що вони живі. Однак частинки продовжували хаотично рухатися і після кип'ятіння суміші. Згодом Броун спостерігав такий самий хаотичний рух дрібних частинок інших речовин. Однак він не зміг пояснити відкритого ним явища.

Броунівський рух вивчали багато вчених. Повне молекулярно-статистичне пояснення цьому явищу дали у 1905–1906 рр. А. Ейнштейн і М. Смолуховський.

Уявімо собі таку маленьку пилінку, що її можна побачити лише у мікроскоп. Пилінка перебуває у завислому стані серед молекул рідини (наприклад води), які хаотично рухаються і вдаряються об неї. Ці удари створюють тиск на поверхню пилінки. Через малі розміри пилінки кількість одночасних ударів не така вже й велика, щоб тиск з різних боків компенсувався, і отже у будь-який момент часу середнє значення тиску на один бік пилінки може виявитись більшим, ніж на інший, тому вона здійснює безладний рух в об'ємі рідини. Таким чином причиною броунівського руху є *флуктуація імпульсу*¹, що передається від молекул частинці.

Спостерігати можна за рухом частинок, завислих у рідинах або газах, якщо їх розміри не перевищують 10 м^3 . Броунівські частинки рухаються не залежно одна від одної. Рух броунівських частинок не припиняється за жодних обставин. Його інтенсивність тим більша, чим вища температура і менша в'язкість рідини, менша маса завислих частинок, і не залежить від природи самих частинок.

Дайте відповіді на запитання

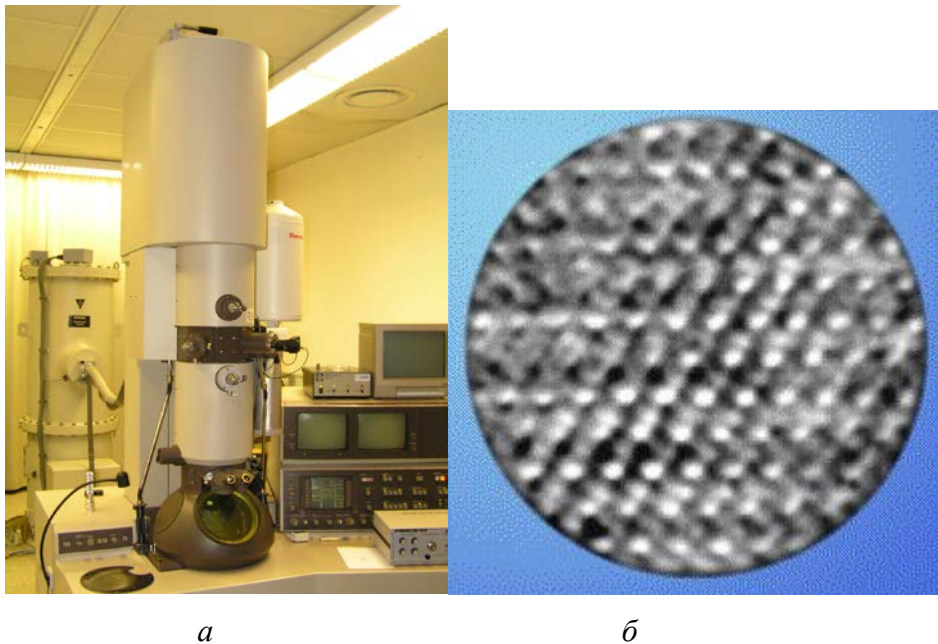
1. *Що таке молекулярно-кінетична теорія?*
2. *Сформулюйте основні положення молекулярно-кінетичної теорії.*
3. *Наведіть факти, що підтверджують положення молекулярно-кінетичної теорії.*

¹ Флуктуація – відхилення значення будь-якої величини від середнього.

4. Про що свідчить броунівський рух? Чи є безладний рух порошинок у повітрі броунівським рухом?
5. Що називають дифузією? Наведіть приклади дифузії в газах, рідинах і твердих тілах.

§ 61. Маса та розміри атомів та молекул

Розміри та форма атомів і молекул. Нині за допомогою сучасних мікроскопів (електронних і тунельних) отримано достатню кількість фотографій різних видів молекул і атомів. На мал. 220 зображено електронний мікроскоп та фотографія атомів Літію, отримана за його допомогою. Світлі точки на фотографії – це зображення атомів Літію. Знаючи збільшення мікроскопа, можна оцінити розміри атомами Літію.



Мал. 220. Електронний мікроскоп (а), фотографія атомів Літію (б)

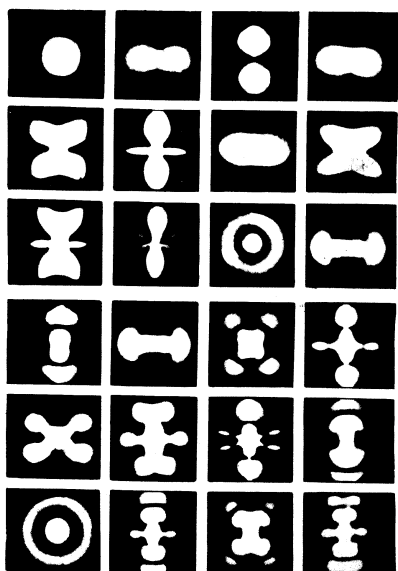
Приблизну оцінку розмірів молекул можна дістати з досліду, вперше проведеного німецьким фізиком В. Рентгеном та його англійським колегою Д. Релеєм. Якщо краплина олії, об'єм якої відомий, опиниться на поверхні чистої води, то вона одразу розпливеться, утворивши тонку плівку завтовшки в один шар молекул. Граничну товщину такої плівки можна прийняти за діаметр молекули. Вимірюючи площу плівки S за максимального розливання олії, з відношення $d = \frac{V}{S}$ (тут V – об'єм краплини) було оцінено розмір (діаметр)

молекул. Результат одного з дослідів такий: для $V = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ см}^3$ площа поверхні плівки 90 см^2 , тоді $d = \frac{3,6 \cdot 10^{-5} \text{ см}^3}{90 \text{ см}^2} = 4 \cdot 10^{-7} \text{ см} = 4 \cdot 10^{-9} \text{ м}$.

Сучасними методами уже визначено розміри інших молекул. Наприклад, лінійні розміри молекул кисню становлять $3 \cdot 10^{-10} \text{ м}$, а молекули води – $2,6 \cdot 10^{-10} \text{ м}$, розміри молекул більшості інших речовин мають той самий порядок величини – 10^{-10} м . Проте молекули деяких органічних речовин, які складаються з тисяч атомів, мають значно більші розміри. Гігантами є, наприклад, молекули білків. Молекула дезоксирибонуклеїнової кислоти (ДНК), яка є носієм спадкової інформації живого організму, у випрямленому стані досягає довжини десятків сантиметрів.

Цікавий факт виявився, коли вчені визначили розміри атома і розміри його ядра. Діаметр атома становить близько 10^{-10} м , а діаметр ядра у різних атомів – $10^{-14} \div 10^{-15} \text{ м}$, тобто діаметр ядра у 10 000 разів менший за діаметр всього атома.

Взаємодія атомів між собою визначається передусім властивостями їх електронних оболонок, а якщо йдеться про розмір і форму атома, мають на увазі розмір і форму його електронної оболонки. Найчастіше атом чи молекулу зображають у вигляді кульки. Насправді, дослідженнями виявлено, що форми електронних оболонок атомів досить різноманітні. На мал. 221 наведено зображення електронних оболонок різних атомів.



Мал. 221. Форми електронних оболонок атомів

Маса молекул. Оскільки маси молекул неорганічних речовин дуже малі, то в розрахунках зручніше використовувати не абсолютні значення мас, а відносні. Для зручності розрахунків ввели поняття *відносної атомної (молекулярної) маси*.

Відносною атомною масою речовини A_r називають відношення маси

$$\text{атома } m_0 \text{ даної речовини до } 1/12 \text{ маси атома Карбону } C^{12}, \quad A_r = \frac{m_0}{1/12 m_0(C^{12})}.$$

Величину $1/12 m_0(C^{12})$ використовують для порівняння тому, що Карбон є найпоширенішим елементом у природі, а ізоотп C^{12} є найстійкішим його ізоотпом. Одиницею відносної атомної (молекулярної) маси є атомна одиниця маси (1 а.о.м.).

Абсолютні значення атомних мас різних хімічних елементів лежать у межах 10^{25} – 10^{27} кг, а їх відносні маси, наведені у періодичній таблиці хімічних елементів Д. І. Менделєєва, – у межах 1–100 а. о. м. (Для практичних розрахунків, наведені у цій таблиці відносні атомні маси хімічних елементів, ми будемо заокруглювати до найближчого цілого числа.)

Якщо речовина складається не з атомів, а з молекул, то її відносна молекулярна маса M_r дорівнює сумі відносних атомних мас атомів, які утворюють цю молекулу. Наприклад, для води (H_2O): $M_r = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$ а.о.м.

Експериментально встановлено, що 1 а. о. м. = $1,660 \cdot 10^{-27}$ кг ($1,660 \cdot 10^{-27}$ кг – це 1/12 маси атома Карбону). Оскільки у періодичній системі Менделєєва вказані відносні атомні маси елементів, то легко обчислити масу будь-якого атома чи молекули. Наприклад, маса молекули води $m_{H_2O} = 1,66 \cdot 10^{-27} \cdot 18 = 2,988 \cdot 10^{-27}$ кг.

Кількість речовини. Кількість молекул у будь-якому макроскопічному тілі надзвичайно велика, тому в обчисленнях використовують не абсолютну кількість молекул в тілі, а відносну, тобто користуються порціями речовини, які мають однакову кількість молекул.

Кількість речовини ν – це фізична величина, яка визначається відношенням кількості молекул (атомів чи йонів) N у певному тілі до кількості N_A атомів у 0,012 кг Карбону, $\nu = \frac{N}{N_A}$.

Одиницею кількості речовини є моль, $[\nu] = 1$ моль.

Моль – одна з семи основних одиниць Міжнародної системи одиниць (СІ). У одному молі речовини міститься стільки ж структурних елементів (молекул, атомів), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізоотпу Карбону $^{12}_6C$.

Отже, незалежно від агрегатного стану 1 моль речовини містить одну й ту саму кількість молекул, що дорівнює числу Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

У 1811 р. італійський фізик і хімік Амедео Авогадро (1776–1856) відкрив важливий для фізики та хімії закон, згідно з яким за однакових температур і тисків у рівних об'ємах

різних газів міститься однакова кількість молекул. Згідно з законом 1 кмоль будь-якого ідеального газу за *нормальних умов*² займає об'єм 22,4 м³.

А.Авогадро, виходячи з цього закону, запропонував метод визначення атомних мас елементів і молекулярних мас речовин.

Молярна маса. Крім відносної молекулярної маси у фізиці та хімії широко використовують молярну масу M .

Молярна маса M – фізична величина, яка визначається відношенням маси речовини m до кількості речовини ν , $M = \frac{m}{\nu}$.

Іншими словами, молярною масою називають масу речовини, взятої в кількості одного моля. Відповідно до цього означення молярна маса визначається добутком маси молекули та сталої Авогадро, $M = m_0 N_A$ або $M = M_r \cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$.

Доведіть, що молярна маса суміші, яка складається з n різних газів, визначається формулою $M = \frac{m_1 + m_2 + \dots + m_n}{\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} + \dots + \frac{m_n}{M_n}}$, де m_1, m_2, m_n – маси газів, M_1, M_2, M_n – їх молярні маси.

Кількість атомів (або молекул) N , що містяться у речовині масою m , можна визначити за формулою $N = \frac{m}{M} N_A = \nu N_A$.

Усі величини, означені в цьому параграфі, називаються мікроскопічними параметрами, оскільки вони характеризують мікроскопічну будову речовини. Молярну масу визначають хімічними методами. Стала Авогадро з високою точністю визначена кількома фізичними методами. Маси молекул і атомів з високою точністю визначають за допомогою *маспектрографа*. Це прилад, в якому за допомогою електричних і магнітних полів відбувається розділення заряджених частинок (йонів) у просторі залежно від їх маси та електричного заряду.

Дайте відповіді на запитання

1. Що таке молекула? Атом?
2. Якого порядку величина діаметра і маси молекул неорганічних речовин?
3. Чому молекулярна фізика використовує відносні величини для вимірювання маси?
4. Що називають відносною молекулярною масою? Яка формула відображає це поняття?

² **Нормальні умови (н.у.)** – стандартні фізичні умови, які характеризуються тиском $p = 101325$ Па (760 мм рт. ст.) і температурою $T = 273,15$ К ($t = 0$ °С).

5. Чому дорівнює відносна молекулярна маса води?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Яку частину об'єму газу за нормальних умов займає власний об'єм молекул і яка середня відстань між ними? Вважайте, що діаметр молекули газу $3 \cdot 10^{-10}$ м.

Дано:

$$d = 3 \cdot 10^{-10} \text{ м}$$

$$V_0 = 22,4 \text{ л} = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$$

$$\frac{V}{V_0} = ? \quad L = ?$$

Розв'язання

Об'єм однієї молекули $V_m \approx d^3$. Оскільки в 1 молі речовини міститься N_A молекул, то об'єм всіх молекул 1 моля газу $V = d^3 N_A$.

Згідно з законом Авогадро за нормальних умов об'єм 1 моля газу становить $V_0 = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$. Тоді $\frac{V}{V_0} = \frac{d^3 N_A}{V_0} = \frac{(3 \cdot 10^{-10})^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{2,24 \cdot 10^{-2}} = 7 \cdot 10^{-4} = 0,07\%$.

Щоб визначити відстань між молекулами, спочатку визначимо, скільки молекул міститься в 1 м^3 газу: $N = \nu N_A$. Оскільки в $V_0 = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ міститься 1 моль газу, то в 1 м^3

$$\nu = \frac{1 \text{ моль} \cdot 1 \text{ м}^3}{V_0}. \text{ Отже, } N = \frac{N_A}{V_0} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{2,24 \cdot 10^{-2}} = 2,7 \cdot 10^{25}.$$

Якщо припустити, що молекули розташовані рівномірно по всьому об'ємі куба, то на 1 м висоти припадає $\sqrt[3]{2,7 \cdot 10^{25}} = 3 \cdot 10^8$ шарів молекул. Отже, відстань між шарами і між молекулами $L = \frac{1 \text{ м}}{3 \cdot 10^8} = 3 \cdot 10^{-9}$. Тобто, відстань між молекулами на порядок більша за їх лінійні розміри.

Відповідь: 0,07 %; $3 \cdot 10^{-9}$ м.

Вправа 43

1. Мікроскопічна порошок вуглецю має масу 0,1 нг. Скільки атомів у ній?
2. На виріб, поверхня якого 20 см^2 , нанесено шар срібла завтовшки 1 мкм. Скільки атомів срібла міститься у покритті?
3. Знаючи сталу Авогадро N_A , густину ρ певної речовини і її молярну масу M , виведіть формули для розрахунку кількості молекул в одиниці маси цієї речовини, в одиниці об'єму, у тілі масою m , у тілі об'ємом V .
4. Вважаючи, що діаметр молекули водню становить близько $2,3 \cdot 10^{-10}$ м, обчислити, якої довжини вийшла б нитка, якби всі молекули, що містяться в 1 мг цього газу, були

розташовані в один ряд упритул один до одного. Зіставте довжину цієї нитки із середньою відстанню від Землі до Місяця.

5. Вода масою 200 г, яка була налита у склянку, цілком випарувалася за 20 діб. Скільки в середньому молекул води вилітало з її поверхні за 1 с?

🏠 6. В озеро, що має середню глибину 10 м і площу поверхні 20 км^2 , кинули кристалик кухонної солі масою 0,01 г. Скільки молекул цієї солі виявилось б у наперстку води об'ємом 2 см^3 , зачерпнутої з озера, якщо вважати, що сіль, розчинившись, рівномірно розподілилася в усьому об'ємі води озера?

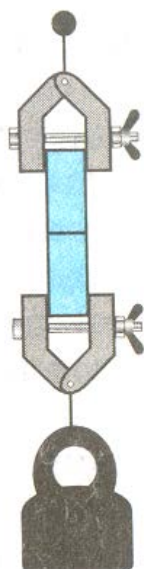
🏠 7. Кристал кухонної солі має кубічну форму і складається з йонів Na і Cl, які чергуються. Визначте середню відстань d між їх центрами, якщо густина солі $\rho = 2200 \text{ кг/м}^3$.

🏠 8. Вважаючи, що повітря переважно складається з кисню й азоту, визначити процентний (ваговий) вміст цих газів в атмосфері. Молярна маса азоту $M_1 = 0,028 \text{ кг/моль}$, кисню $M_2 = 0,032 \text{ кг/моль}$, повітря $M_3 = 0,029 \text{ кг/моль}$.

§ 62. Взаємодія молекул

Прояви взаємодії молекул. З проявом сил міжмолекулярної взаємодії ми ознайомились, вивчаючи механіку. У твердих тілах міжмолекулярні сили (притягання і відштовхування) виявляють себе як сили пружності за різних деформацій і зумовлюють міцність тіла. Сили тертя між контактуючими поверхнями залежить і від того, з якого матеріалу виготовлено поверхні, і від якості їх обробки. Якщо зробити поверхні більш гладенькими – тертя зменшиться. Однак, зменшувати шорсткість поверхонь можна лише до певної межі, оскільки у разі дуже гладких (наприклад, полірованих) поверхонь проявляються сили міжмолекулярного притягання і перешкоджають ковзанню.


Сили притягання, що виникають між гладенькими поверхнями досить значні. Так, можна міцно з'єднати свинцеві циліндри, притискаючи їх один до одного зачищеними плоскими поверхнями. При площі поверхні в 1 см^2 зчеплені циліндри витримують гирю масою 5 кг (мал. 222).



Мал. 222. Демонстрація прояву міжмолекулярних сил притягання

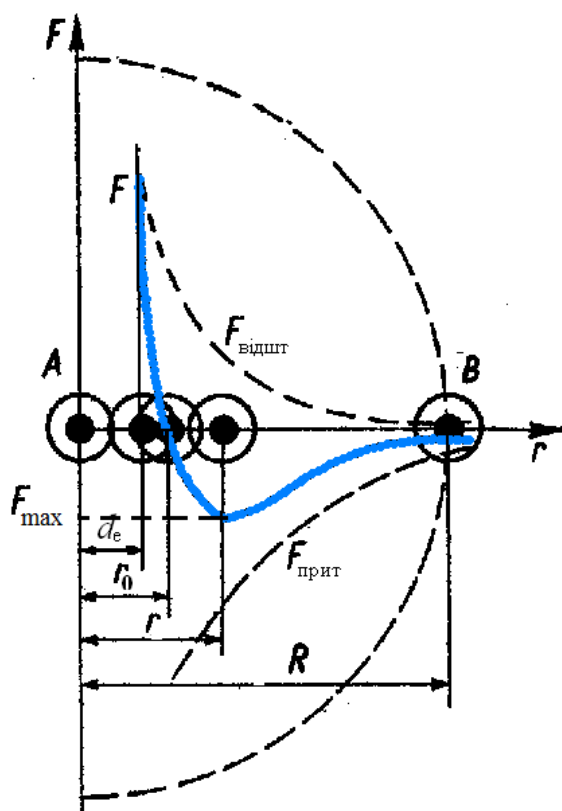
Саме сили притягання між молекулами використовують під час склеювання, зварювання. Головним у цих процесах є зближення взаємодіючих молекул на таку малу відстань, щоб сили міжмолекулярного притягання могли проявити себе. Так, притискаючи один до одного осколки розбитої порцелянової чашки, не можна її відновити, бо відстань між величезною кількістю молекул у щілині така значна, що сили міжмолекулярної взаємодії між ними не виникають. Щоб добитися з'єднання, використовують клей (речовину у рідкому стані), після тверднення якого виріб набуває міцності і сталої форми.

Прояв сил міжмолекулярного притягання використовують під час виготовлення деталей методом порошкової металургії. Порошки різних матеріалів піддають сильному всебічному стисканню, при цьому їхні частинки зближуються до відстаней, на яких між ними діють величезні сили зчеплення, і з порошоків утворюється міцна деталь.

 **Природа сил міжмолекулярної взаємодії.** Згідно з третім положенням молекулярно-кінетичної теорії, молекули взаємодіють одна з одною силами електромагнітної природи. Хоч молекули є електронейтральними, до їх складу входить різноманітні заряджені частинки – ядро та електрони. Як відомо, однойменні заряди відштовхуються, а різнойменні притягаються, тому між молекулами одночасно діють сили і притягання, і відштовхування. Крім того, між рухомими зарядженими частинками атомів і молекул є магнітна взаємодія, яка дає свій внесок у рівнодійну сил притягання і відштовхування молекул.

Сили притягання і відштовхування існують одночасно, але, як показують досліди, залежать від відстаней між частинками по-різному. Теоретичні розрахунки доводять, що

сили відштовхування між двома молекулами залежать від відстані між ними за законом $F_{\text{відшт}} \sim \frac{1}{r^{14}}$, а сили притягання – $F_{\text{прит}} \sim \frac{1}{r^7}$. Залежність сил міжмолекулярної взаємодії від відстані між ними можна зобразити графічно³ (мал. 223), вважаючи сили відштовхування додатними, а сили притягання – від’ємними. Тоді рівнодійна цих сил дорівнюватиме геометричній сумі відповідних ординат графіків $F_{\text{відшт}}$ і $F_{\text{прит}}$ для різних значень абсцис, тобто $\vec{F} = \vec{F}_{\text{відшт}} + \vec{F}_{\text{прит}}$. Для різних відстаней ця сила неоднакова за напрямком і значенням. Графік рівнодійної має специфічний вигляд кривої, зображеної на мал. 223 суцільною лінією.



Мал. 223. Залежність міжмолекулярних сил від відстані між молекулами

Проаналізуємо характер дії сили міжмолекулярної взаємодії між двома молекулами. Нехай молекула A перебуває у початку системи координат, а молекула B на відстані R , яку називають *радіусом молекулярної дії*. На цій відстані сили міжмолекулярної взаємодії починають помітно виявляти себе і діють одночасно, причому за абсолютним значенням $F_{\text{відшт}} < F_{\text{прит}}$. Тому можна вважати, що на такій відстані практично діє лише сила притягання. (На такій відстані й перебувають молекули в газах.)

³ Такий графік можна побудувати лише для двох молекул. Повне уявлення про природу міжмолекулярних сил і їх кількісне визначення дає квантова фізика.

Із зменшенням відстані між молекулами сила притягання зростає значно швидше за силу відштовхування і на відстані r різниця модулів сил набуває максимального значення $F(r) = F_{\max}$, про F_{\max} кажуть «максимальна глибина кривої».

На відстані r_0 сили притягання і відштовхування врівноважуються $F_{\text{відшт}} = F_{\text{прит}}$, рівнодійна дорівнює нулеві $F = 0$ (крива перетинає вісь абсцис). Ця відстань відповідає *рівноважному стану молекул*. (На такій відстані були б розташовані молекули в твердих тілах і рідинах у випадку, якби не було теплового руху.) Насправді ж через тепловий рух відстань між молекулами увесь час змінюється – то збільшується, то зменшується. Молекули, коливаючись відносно рівноважних положень, то відштовхуються, коли наближаються на відстань, меншу за r_0 , то притягаються, якщо віддаляються більше, ніж на r_0 . Слід зауважити, що під час зближення молекул рівнодійна зростає набагато швидше, ніж зменшується, коли молекули віддаляються.

З подальшим зменшенням відстані між молекулами переважатимуть сили відштовхування. Рівнодійна F різко зростає (крива йде вгору). Відстань найбільш можливого зближення молекул d_e називають *ефективним діаметром молекули*.

Для різних видів молекул рівноважні відстані між ними неоднакові. Різні і «глибини» кривої рівнодійної.

Для систем, що складаються з великої кількості взаємодіючих частинок (макроскопічних тіл), поняття сили слід використовувати з деяким обмеженням. Як уже зазначалося, законами механіки Ньютона можна дослідити сили взаємодії тільки між двома сусідніми молекулами. Насправді, у макроскопічному тілі будь-яка молекула оточена великою кількістю взаємодіючих з нею молекул. Сумарна сила, що діє на молекулу, в середньому дорівнює нулю! При цьому не важливо, чи діють тільки сили притягання (відштовхування), чи сили притягання і відштовхування діють водночас. І у тому, і в іншому випадку молекула перебуває у рівноважному стані. Тільки у першому стані рівновага буде нестійкою, у другому – стійкою.

Як відомо з механіки Ньютона, умовою стійкої рівноваги є стан тіла, у якому його центр тяжіння займає найнижче положення і якому відповідає мінімальне значення потенціальної енергії. Цей принцип застосовний не тільки для тіл у полі тяжіння, а й для будь-якої системи: система перебуває у стані стійкої рівноваги за умови, що її потенціальна енергія мінімальна. Саме тому, вивчаючи властивості речовини, важливо досліджувати не тільки сили, а й залежність потенціальної енергії молекул від відстані між ними.



Кінетична і потенціальна енергія молекул. Молекули тіла можуть мати різні швидкості, тому для характеристики стану тіла використовують середню кінетичну енергію

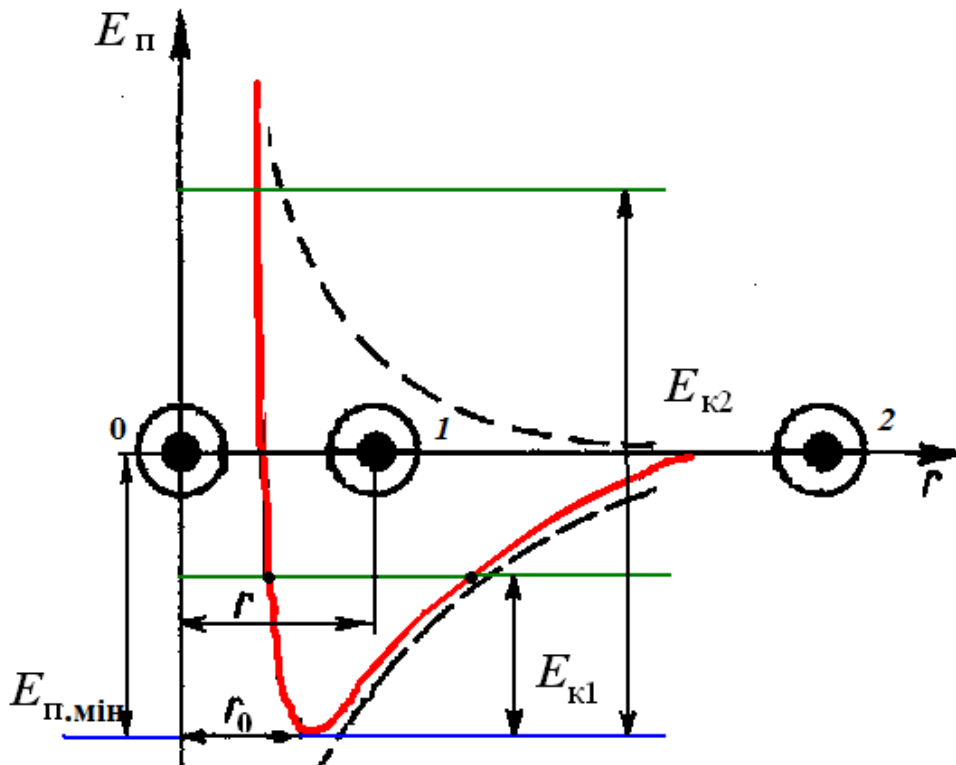
поступального руху молекул E_k . Оскільки між молекулами є сили взаємодії, то молекули тіла, крім кінетичної, мають потенціальну енергію E_{II} . Вважатимемо, що потенціальна енергія відокремленої молекули, яка не взаємодіє з іншими молекулами, дорівнює нулю. Тоді при взаємодії двох молекул потенціальна енергія, зумовлена силами відштовхування, буде додатною, а силами притягання – від'ємною, оскільки зближуючи молекули, для подолання сил відштовхування треба виконати певну роботу, а сили притягання, навпаки, самі виконують роботу.

На мал. 224 наведено залежність зміни потенціальної енергії взаємодії двох молекул від відстані між ними. Частину кривої потенціальної енергії в околі її найменшого значення називають *потенціальною ямою*, а найменше значення потенціальної енергії $E_{II, \text{мін}}$ – *глибиною* потенціальної ями (або *енергією зв'язку*).

Енергія зв'язку $E_{II, \text{мін}}$ визначається величиною роботи, яку потрібно виконати проти сил притягання, щоб молекули, які перебували у рівноважному стані, віддалися на нескінченно велику відстань. Іншими словами, глибина потенціальної ями має простий фізичний зміст: «щоб вискотитись із ями, необхідна енергія, що дорівнює глибині ями».

Повна енергія, яка складається з кінетичної енергії молекул і їх потенціальної енергії взаємодії визначає *внутрішню енергію тіла*. Співвідношення між двома складовими внутрішньої енергії – середньою кінетичною і середньою потенціальною енергіями – визначає той чи інший агрегатний стан речовини.

Повна енергія на будь-яких відстанях залишається сталою, $E_{\text{пов}} = E_k + E_{II} = \text{const}$.



Мал. 224. Графік залежності потенціальної енергії взаємодії молекул від відстані між ними

Якби не було теплового руху ($E_k = 0$), молекули розмістилися б на відстані r_0 , яка відповідає рівноважному стану, оскільки рівнодійна міжмолекулярних сил на цій відстані дорівнює нулю (див. мал. 224). Повна енергія у цьому випадку дорівнює потенціальній енергії взаємодії.

Оскільки молекули завжди мають кінетичну енергію (їх тепловий рух ніколи не припиняється), то відстань між ними безперервно змінюється. Якщо кінетична енергія $E_{к1}$ молекули буде меншою від $E_{п.мін}$, то молекула рухатиметься так, що значення її потенціальної енергії взаємодії лежатиме в межах потенціальної ями. При цьому сили взаємодії утримують молекули одна біля одної на деякій середній відстані r . Чим більшою буде кінетична енергія молекули, тим більшою стає середня відстань між молекулами.

Якщо кінетична енергія молекули $E_{к2}$ більша за $E_{п.мін}$, то вона подолає «потенціальний бар'єр» і відстань між молекулами може збільшуватись безмежно.

Слід зазначити, що характер зміни потенціальної енергії в усіх речовинах однаковий, але значення мінімальної потенціальної енергії $E_{п.мін}$ залежить від природи речовин та її агрегатного стану.

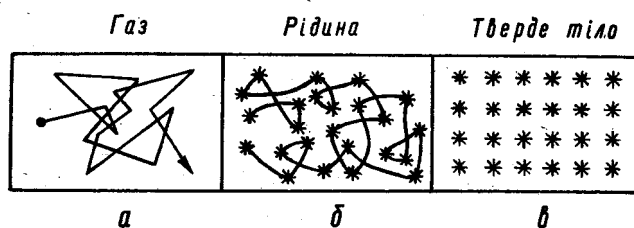
Дайте відповіді на запитання

1. Яка природа міжмолекулярних сил? Які властивості мають сили молекулярної взаємодії?
2. Як сили взаємодії між молекулами залежать від відстані між ними?
3. Як пояснює молекулярно-кінетична теорія появу сили пружності під час стиснення і розтягування тіл?

§ 63. Пояснення будови твердих тіл, рідин і газів в МКТ

Газ. Газ не має власного ні об'єму, ні форми, а набуває об'єм і форму посудини, в яку він вміщений. Газу легко стискаються і розширюються, прозорі (деякі мають специфічний запах). У газоподібному стані відстань між молекулами речовини в десятки разів перевищує розміри самих молекул. Вільний об'єм становить майже 99,9 % усього об'єму газу. Слабкі сили притягання молекул газу не можуть утримати їх одна біля одної. Саме тому газу здатні безмежно розширюватися і не зберігають ані форми, ані об'єму.

Кінетична енергія руху молекул газу значно більша від потенціальної енергії їх взаємодії. Сили міжмолекулярних взаємодій суттєво не впливають на рух молекул, молекули рухаються незалежно одна від одної. Напрямок свого руху вони змінюють лише під час зіткнень між собою або із стінками посудини. Траєкторія руху кожної молекули має вигляд ламаної лінії, що складається з прямолінійних хаотично розміщених відрізків різної довжини (мал. 225, а).



Мал. 225. Схематичне зображення молекулярного руху у газах (а), у рідинах (б), у твердих тілах (в)

Між зіткненнями молекули рухається рівномірно. Відстань, яку пролітає молекула між двома послідовними зіткненнями, називають *довжиною вільного пробігу* і позначають λ .

Отже, рух молекул газу водночас поступальний і прямолінійний з різними швидкостями. Молекула, що складається з декількох атомів, під час свого поступального руху буде ще й обертатися.

Рідини. Рідини мають свій власний об'єм, але не мають форми, вони набувають форму посудини, в яку їх вміщено. Рідини текучі мають вільну поверхню, практично не стисливі.

Густина речовини у рідкому стані приблизно в тисячу разів більша за густину в газоподібному стані, тому відстань між молекулами в рідини набагато менша, ніж у газів. У рідинах відстані між молекулами сумірні з їх ефективним діаметром, тому сили міжмолекулярної взаємодії є значними. Якщо навколо деякої молекули рідини описати сферу *радіусом молекулярної дії*, то всередині цієї сфери опиняться центри багатьох інших молекул, які будуть взаємодіяти з вибраною молекулою. Сили міжмолекулярної взаємодії утримують молекулу рідини біля її тимчасового положення рівноваги приблизно протягом 10^{-12} – 10^{-10} с, при цьому молекула здійснює коливання навколо положення рівноваги. Після цього молекула перескакує у нове тимчасове положення рівноваги приблизно на відстань свого діаметра і здійснює коливання відносно нового центра рівноваги (мал. 225, б). Час між двома перескоками молекули з одного положення рівноваги в інше називають *часом осілого життя*. Цей час залежить від виду рідини і температури. При нагріванні рідини середній час осілого життя молекул зменшується.

Грунтуючись на описаних уявленнях, текучість рідини можна пояснити так. Якщо рідина не тече, то перескоки молекул з одного положення рівноваги в інше відбувається з однаковою частотою в усіх напрямках. Якщо на рідину діє зовнішня сила, вона помітно не змінює частоти перескоків, проте упорядковує їх – перескоки відбуваються переважно в напрямку дії зовнішньої сили. В цьому напрямку рідина й тече.

Оскільки молекули рідини розміщені впритул одна до одної, тобто перебувають постійно у сфері дії інших молекул, то вилітати за межі рідини можуть лише молекули, розміщені на *вільній поверхні рідини*. Щільним розташуванням молекул пояснюється і їх мала стисливість. За сильного стискання рідини відбувається деформація самих молекул.

У невеликому об'ємі рідини спостерігається упорядковане розміщення її молекул, а у великому об'ємі воно хаотичне. У цьому випадку кажуть, що в рідині існує *близький порядок* у розміщенні молекул.

Молекули рідини можуть здійснювати коливальний, поступальний і обертальний рухи. Кінетична енергія молекул рідин приблизно дорівнює їх потенціальній енергії.

Тверді тіла. Тверді тіла зберігають свій об'єм, мають власну форму. Молекули (атоми) твердих тіл розташовані так щільно, що їх електронні оболонки дотикаються, а іноді й перекривають одна одну. Сили взаємодії кожної молекули з сусідніми настільки великі, що молекули можуть здійснювати лише малі коливання навколо деяких сталих положень рівноваги (мал. 225, в). Останні можуть бути розташовані у просторі неупорядковано

(аморфні тіла) або утворювати упорядковану просторову ґратку (кристалічні тіла). Упорядковане розташування молекул у вузлах кристалічних ґраток називають *дальнім порядком*.

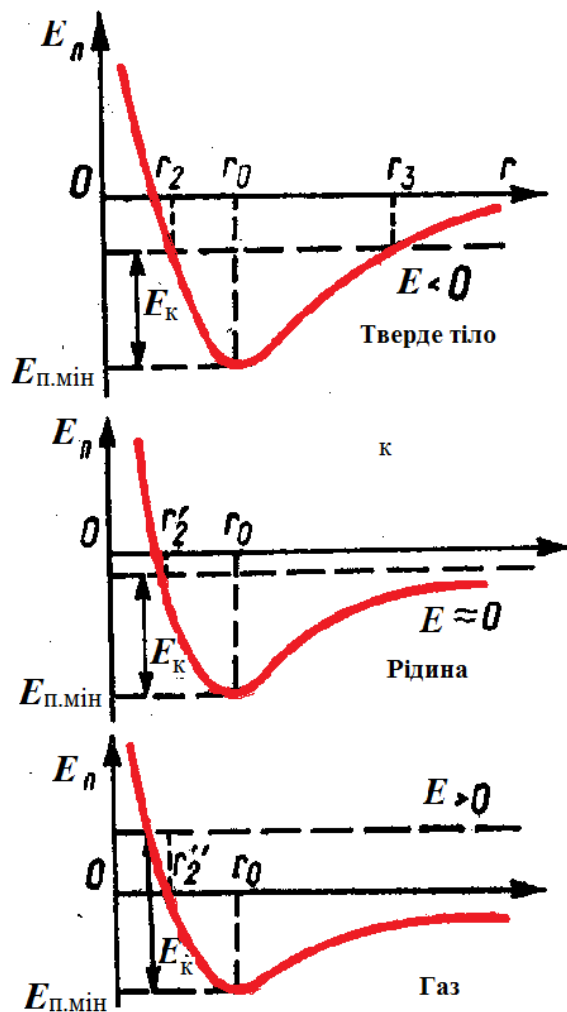
Агрегатні стани речовини. Одна й та сама речовина може перебувати у твердому, рідкому та газоподібному станах, які називають *агрегатними станами речовини*. Наприклад, лід, вода і водяна пара.

Властивості речовини залежать від руху її молекул і сили взаємодії між ними. Сили міжмолекулярної взаємодії намагаються утримати молекули на певних відстанях одна від одної, а хаотичний рух молекул намагається розкидати їх по всьому простору. Спільна дія обох цих чинників і визначає агрегатний стан кожної речовини.

Звернімося знову до графіка залежності потенціальної енергії взаємодії молекул від відстані між ними (мал. 224). Доки кінетична енергія поступального руху молекул мала, молекула здійснює коливальний рух у межах потенціальної ями. Її кінетична енергія при цьому переходить у потенціальну енергію взаємодії, і навпаки. Швидкості окремих молекул можуть мати різні значення, відповідно різними будуть і значення кінетичної енергії, але поки середнє значення кінетичної енергії набагато менше за $E_{п.мін}$, молекули тільки коливаються навколо своїх середніх положень і речовина залишається у твердому стані.

Повна (внутрішня) енергія речовини у твердому стані визначається потенціальною енергією і має найменше значення порівняно з іншими агрегатними станами (за однакових значень температури) (мал. 226, а).


З підвищенням температури тіла, кінетична енергія E_k руху його молекул збільшується, а і з наближенням E_k до $E_{п.мін}$, речовина переходить у рідкий стан. Абсолютне значення внутрішньої енергії речовини у рідкому стані близьке до нуля (мал. 226, б). З подальшим нагріванням тіла E_k поступального руху стає більшою за енергію зв'язку молекул $E_k > E_{п.мін}$, сили міжмолекулярної взаємодії вже не можуть утримати молекули одна біля одної, і вони розлітаються по всьому наданому їм простору (об'єму), речовина переходить у газоподібний стан. Внутрішня енергія визначається практично тільки значенням кінетичної енергії (мал. 226, в).



Мал. 226. Порівняння повної (внутрішньої) енергії у різних агрегатних станах речовини

Отже, якщо $E_{\kappa} \ll E_{\text{п.мін}}$, то речовина перебуває у твердому стані, якщо $E_{\kappa} \approx E_{\text{п.мін}}$ – стан речовини рідкий, якщо $E_{\kappa} \gg E_{\text{п.мін}}$ – газоподібний.

Виникає запитання, чому за тієї самої температури одні речовини тверді, інші рідкі чи газоподібні? Пояснюється це тим, що, хоч вигляд потенціальної кривої для усіх речовини однаковий, глибина потенціальної ями і відстань рівноважного стану залежать від виду речовини.

 **Поняття фази речовини.** Під час перетворення речовини з одного агрегатного стану в інший протягом деякого часу речовина може існувати в різних агрегатних станах (неоднорідна система). Для опису рівноважних станів неоднорідних систем вводять поняття фази речовини.

Однорідна речовина перебуває в одній фазі, наприклад, шматок льоду або краплина води. Якщо у закритій посудині знаходиться вода, в якій плавають шматочки льоду, то вода – це рідка фаза, лід – тверда, а суміш повітря і водяної пари над поверхнею води – газоподібна. Це приклад трифазної системи. Якщо до води додати олію, то матимемо систему з двома рідкими фазами, оскільки вода і олія не змішуються.

Різні агрегатні стани речовини є її різними фазами. Але поняття «фаза» – ширше, ніж агрегатний стан. Так, багато речовин у твердому агрегатному стані можуть мати кілька фаз, які відрізняються одна від одної своїми властивостями. Наприклад, алмаз і графіт є різними твердими фазами вуглецю.

Дайте відповіді на запитання

1. Назвіть основні визначальні властивості газів, рідин, твердих тіл.
2. Опишіть характер руху та розміщення молекул у газах, рідинах і твердих тілах.
3. Яке співвідношення між кінетичною і потенціальною енергіями молекул для газоподібного, рідкого і твердого станів речовини?
4. Яка середня відстань між молекулами у газах, рідинах і твердих тілах?

§ 64. Ідеальний газ у молекулярно-кінетичній теорії

Ідеальний газ. Як ми вже знаємо, вивчаючи фізичні явища, використовують метод моделювання. При цьому чинниками, які не мають суттєвого впливу на хід явища, нехтують, отримавши можливість теоретично (математично) досліджувати ідеалізоване явище. Якщо модель явища створена вдало, це дає змогу вивчати процеси, що відбуваються реально, і передбачати їх перебіг у різних випадках.

Сформульовані раніше основні положення молекулярно-кінетичної теорії речовини спочатку застосують до найпоширенішого і найпростішого за будовою стану речовини – газоподібного. Зробимо це, використовавши модель – *ідеальний газ* – таку модель реального газу, в якій молекули вважають матеріальними точками, які майже не взаємодіють між собою. Точніше, у ідеальному газі:

- а) силами міжмолекулярної взаємодії нехтують;
- б) вважається, що взаємодія між молекулами відбувається тільки під час зіткнень молекул і є пружною взаємодією, між зіткненнями молекули рухаються рівномірно і прямолінійно;

в) власним об'ємом молекул нехтують, тобто вважають молекули матеріальними точками.

На основі експериментальних результатів дослідження газів, з використанням моделі ідеального газу була побудована *молекулярно-кінетична теорія газів*. Відразу зазначимо, що реальні гази набувають властивостей ідеального газу за значного розрідження, коли середня відстань між молекулами набагато більша за їхні розміри. Більшість реальних газів за кімнатної температури й нормального атмосферного тиску є близькими за своїми властивостями до ідеального газу. Найближчими до ідеального газу є водень і гелій (за нормальних умов).

За високих тисків і низьких температур реальний газ не можна вважати ідеальним, оскільки за цих умов відстані між молекулами такі, що сили притягання починають відігравати помітну роль. Істотно впливає на поведінку молекул за цих умов і власний об'єм молекул. Поведінка реального газу в такому випадку описується законами, що відрізняються від законів ідеального газу.

Надалі, досліджуючи властивості газу, матимемо на увазі саме ідеальний газ (навіть якщо термін «ідеальний» не вказано).

Мікроскопічні і макроскопічні параметри газу. Основним завданням вивчення властивостей газів на основі молекулярно-кінетичної теорії є встановлення кількісних зв'язків між величинами, які вимірюються експериментально (тиском, температурою тощо), і характеристиками самих молекул. Останні називають *мікроскопічними параметрами*. До них належать: маса молекули, її швидкість і кінетична енергія хаотичного поступального руху. Параметри газу як молекулярної системи, що складається з величезної кількості частинок, називаються *макроскопічними параметрами*. Це об'єм, тиск і температура.

Іншими словами, завданням молекулярно-кінетичної теорії газів є встановлення зв'язку між макроскопічними і мікроскопічними параметрами газу.

Поняття про статистичні закономірності. У практичній діяльності ми маємо справу з явищами, в яких задіяна величезна кількість частинок. Наприклад, в 1 см^3 газу за нормальних умов міститься $2,7 \cdot 10^{19}$ молекул. При цьому кожна молекула зазнає близько мільярда зіткнень за секунду, внаслідок чого постійно змінюється її швидкість і напрям руху. Навіть якщо нам вдасться дослідити закономірності руху однієї молекули, стверджувати, що ці закономірності властиві усій сукупності молекул, не можна! Механічний рух великої сукупності молекул має *якісно* інші властивості порівняно з окремою молекулою.

Закони молекулярної фізики ґрунтуються на *статистичних методах*, які дають можливість досліджувати системи, що складаються з великої сукупності частинок. Фізичні закономірності таких систем мають імовірнісний, або статистичний характер.

Одним із прийомів статистичного методу є обчислення *середніх значень* різних величин, що зазнають індивідуальних змін. Так, досліджуючи рух сукупності молекул газу, немає потреби визначати швидкість і кінетичну енергію поступального руху кожної молекули окремо статистичний метод дає змогу обчислити середнє значення цих величин. Швидкості окремих молекул можуть бути будь-якими, проте *середнє значення модуля швидкості* руху молекул – усталена величина. Щоб її визначити, треба додати значення швидкості руху всіх молекул і поділити цю суму на кількість молекул, $\bar{v} = \frac{v_1 + v_2 + \dots + v_N}{N}$ (середнє значення величини позначають рискою над її літерним символом).

Надалі нам знадобиться середнє значення не самої швидкості, а квадрата швидкості. Від цієї величини залежить середня кінетична енергія молекул. А середня кінетична енергія молекул, як ми незабаром переконаємося, має виняткове значення у молекулярно-кінетичній теорії.

Отже, *середній квадрат швидкості* дорівнює $\overline{v^2} = \frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}$, де v_1, v_2, \dots, v_N – модулі швидкостей окремих молекул, N – їх кількість у газі.

Середня квадратична швидкість руху молекул (\bar{v}) – це величина, яка визначається коренем квадратним із середнього квадрата швидкості: $\bar{v} = \sqrt{\overline{v^2}}$. Середня квадратична швидкість є характеристикою хаотичного неупорядкованого руху молекул, її ще називають *тепловою*.

У молекулярній фізиці також широко використовуються *закони теорії ймовірності*. Це звільняє від потреби знати точне значення тих чи інших фізичних величин: достатньо мати відомості про найімовірніші значення цих величин. Так, визначити, скільки молекул газу, що містяться у посудині, мають швидкість, наприклад, 300 м/с, не можливо. Ми можемо лише встановити, яка частина молекул має швидкість, що лежить в інтервалі (300 ± 10) м/с.

Молекулярно-кінетична теорія ідеального газу, користуючись методами статистики, дає змогу теоретично вивести газові закони, пояснити властивості газів і процесів, що відбуваються у газах.

Дайте відповіді на запитання

1. Що називають ідеальним газом?
2. Назвіть умови, за яких газ можна вважати ідеальним.
3. Які величини називають мікроскопічними та макроскопічними параметрами газу?

4. Чому у молекулярній фізиці використовують статистичні методи? У чому їх суть?

§ 65. Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії ідеального газу

Тиск газу в молекулярно-кінетичній теорії. Газ чинить тиск на всі тіла, з якими контактує. Цим газ принципово відрізняється від рідин і твердих тіл. З курсу фізики 8-го класу ми знаємо, що тиск газу на стінки посудини (чи будь-яку іншу поверхню) зумовлений ударами об неї молекул газу. У результаті удару, наприклад, об стінку посудини кожна молекула передає їй імпульс, а отже, діє на неї з певною (дуже малою) силою. Натомість стінка діє на молекулу з такою самою силою у протилежному напрямку. Коли кількість молекул у посудині мала, ці удари відбуваються зі значними (у молекулярному масштабі) інтервалами часу і сприймаються не як безперервна дія, а як низка послідовних дуже малих дій. Коли кількість молекул у посудині велика, що реально (крім штучно створюваних умов високого вакууму), ці удари відбуватимуться безперервно. Нескінченно малі дії окремих молекул додаються і результуюча дія сприймається як постійно діюча сила.

Отже, згідно з молекулярно-кінетичними уявленнями, тиск газу виникає у результаті ударів молекул об стінки посудини.

Тиск газу p – дорівнює силі, з якою молекули діють на одиницю площі посудини.

Це величина, яка характеризує стан великої кількості молекул, тобто макроскопічна величина. У випадку однієї чи кількох молекул поняття тиску взагалі втрачає сенс.

За одиницю тиску в СІ беруть такий тиск, за якого на 1 м^2 поверхні діє сила в 1 Н . Цю одиницю називають паскалем, $1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$.

Використовують і позасистемні одиниці – міліметр ртутного стовпчика ($1 \text{ мм рт. ст.} \approx 133,3 \text{ Па}$), атмосферу ($1 \text{ атм.} \approx 10^5 \text{ Па}$).

Вимірюють тиск газу, нижчий і вищий від атмосферного, за допомогою манометрів, атмосферний – барометрами.

Оскільки величезна кількість молекул газу рухається хаотично, то у середньому кількість ударів у будь-якому напрямі однакова, а отже, тиск на всі стінки посудини має бути однаковим, на що вказує закон Паскаля.

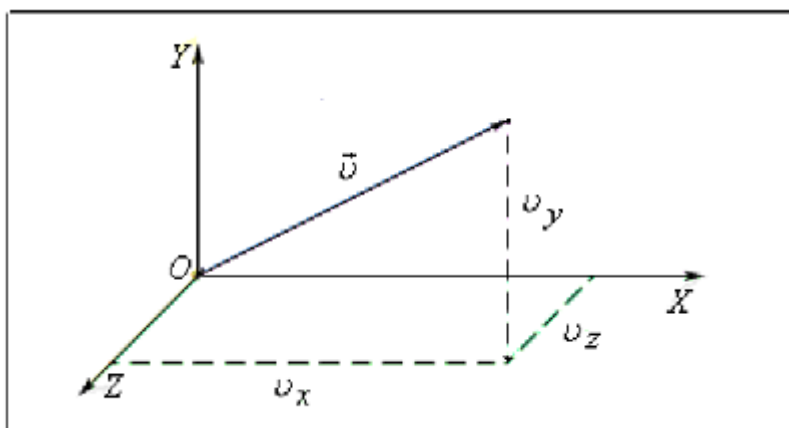
Виведення основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії ідеального газу. Використовуючи модель ідеального газу, німецький фізик Рудольф Клаузіус вивів рівняння, що встановлює зв'язок між тиском ідеального газу p , масою молекули m_0 , концентрацією молекул n і середнім квадратом швидкості $\overline{v^2}$.

Точне виведення рівняння молекулярно-кінетичної теорії досить складне. Доведення майже кожного твердження у фізиці, виведення будь-якого рівняння можна виконати з різним ступенем точності і переконливості: дуже спрощено, більш-менш точно і з високою точністю, доступною сучасному стану розвитку науки. Ми обмежимося дуже спрощеним, схематичним виведенням рівняння.

Нехай всередині посудини, площа стінки якої S , міститься ідеальний одноатомний газ з молекулами масою m_0 кожна. Згідно зі статистичними закономірностями можна вважати, що всі молекули рухаються з середньою квадратичною швидкістю

$$\bar{v} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + v_3^2 + \dots + v_N^2}{N}}.$$

У декартовій системі координат вектор швидкості \vec{v} має три складові v_x , v_y , v_z . (мал. 227). За визначенням $\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2}$.



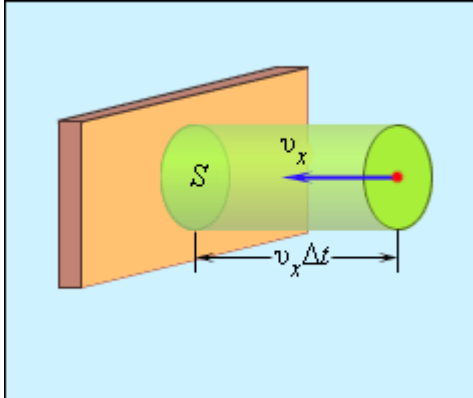
Мал. 227. Проекції вектора швидкості \vec{v} на осі системи координат

Повна хаотичність руху дає змогу стверджувати, що рух у всіх напрямках відбувається з однаковою швидкістю, тому $\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2}$, а отже, $\overline{v^2} = 3\overline{v_x^2}$, звідки $\overline{v_x^2} = \frac{1}{3}\overline{v^2}$.

Припустимо, що молекули газу рухаються від однієї стінки до іншої без взаємних зіткнень. Це спрощення внаслідок великої кількості молекул N і хаотичності їх руху не впливає на точність розрахунків. Під час зіткнень зі стінками посудини молекули ідеального газу взаємодіють з ними за законами механіки як абсолютно пружні тіла. Молекула діє на стінку силою \vec{F}_1 , що за третім законом Ньютона дорівнює силі \vec{F}_2 , з якою стінка посудини діє на молекулу і протилежна їй за напрямком.

Нехай молекула масою m_0 рухається зі швидкістю \vec{v}_0 перпендикулярно до стінки посудини, площа якої S_0 (мал. 228). Пружно вдарившись об стінку, вона передає їй імпульс:

$\vec{F}_1 \Delta t = m_0 \vec{v} - m_0 \vec{v}_0$, де \vec{v} - швидкість молекули після удару об стінку. Оскільки взаємодія пружна, модуль швидкості не змінюється, а напрям руху змінюється на протилежний, отже $\vec{v} = -\vec{v}_0$, то $\vec{F}_1 \Delta t = m_0 \vec{v} - (-m_0 \vec{v}) = 2m_0 \vec{v}$.



Мал. 228. До виведення основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії

Якщо швидкість руху молекули напрямлена під довільним кутом до стінки, то під час зіткнення молекули зі стінкою проекція її швидкості на вісь, перпендикулярну до поверхні стінки, змінює знак, $v_x = -v_{0x}$, а проекції швидкостей v_y та v_z на осі, паралельні поверхні стінки, лишаються без змін. Отже, зміна проекції імпульсу молекули дорівнює: $F_1 \Delta t = 2m_0 v_x$.

Щоб обчислити імпульс сили F , яка діє на стінку з боку всіх молекул, підрахуємо кількість зіткнень молекул зі стінкою за час Δt . За цей час стінки посудини досягнуть лише ті молекули, які містяться в об'ємі $V = S v_x \Delta t$. Оскільки в цьому об'ємі половина молекул рухається до стінки, а половина від неї, то кількість молекул Z , які вдаряться об стінку за час Δt , дорівнює $Z = \frac{N}{2} = \frac{nV}{2}$, де $n = \frac{N}{V}$ - концентрація молекул. Підставивши значення об'єму V , отримаємо $Z = \frac{n v_x \Delta t S}{2}$.

Усі ці молекули передадуть стінці імпульс, який згідно з другим законом Ньютона дорівнює імпульсу сили $F \Delta t = 2m_0 v_x Z = \frac{2m_0 v_x^2 n \Delta t S}{2}$. Звідки $F = m_0 n S v_x^2$.


Оскільки для великих сукупностей молекул діють закони статистики слід брати середнє значення квадрата проекції швидкості $\overline{v_x^2}$. Врахувавши, що $\overline{v_x^2} = \frac{1}{3} \overline{v^2}$, а тиск $p = \frac{F}{S}$, одержимо вираз *основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів*:

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2}.$$

Отримавши основне рівняння МКТ газів ми виконали основне завдання молекулярно-кінетичної теорії – встановили зв'язок між тиском (макроскопічним параметром) з такими мікроскопічними параметрами, як маса однієї молекули і середня квадратична швидкість руху молекул.

Це рівняння можна подати й у іншому вигляді. Поділимо і помножимо праву частину рівняння на 2: $p = \frac{2 \cdot n m_0 \overline{v^2}}{2 \cdot 3} = \frac{2}{3} n \overline{E}$, отже тиск ідеального газу пропорційний середній кінетичній енергії хаотичного руху молекул.

Основне рівняння МКТ газів підтверджує той факт, що чим більші маса молекули і їхні швидкості, а також концентрація молекул, тим більший тиск вони чинять на стінки посудини.

 **Парціальний тиск.** Якщо газ є сумішшю кількох ідеальних газів, то молекули кожного типу газу чинять тиск на стінку посудини не залежно.

Парціальний тиск – це тиск, що його чинив би газ, який входить до складу суміші газів, коли б він сам за тієї самої температури займав увесь об'єм.

Згідно з принципом суперпозиції сил тиски газів, які утворюють суміш (парціальні тиски), додаються. Це твердження вперше сформулював у 1801 р. англійський фізик і хімік Д. Дальтон (1766–1844), тому його називають *законом Дальтона*:

Тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків складових газів, $p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$.


Закон Дальтона строго виконується для суміші ідеальних газів; наближено застосовується для реальних газів за температур і тисків далеких від *критичних*⁴. Так, атмосферний тиск складається із парціальних тисків азоту, кисню та інших газів, що містяться в атмосферному повітрі.

Дайте відповіді на запитання

1. Який механізм виникнення тиску газу з погляду МКТ?
2. Які особливості основного рівняння ідеального газу і чому його називають основним?

3  Виведіть і поясніть фізичний зміст основного рівняння МКТ.

⁴ для кожної речовини існує свій критичний стан, який визначається критичною температурою, тиском та об'ємом

4.  Що таке парціальний тиск? У чому полягає суть закону Дальтона?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Тиск розрідженого газу $p = 5 \cdot 10^4$ Па, його густина $\rho = 4,1 \cdot 10^{-2}$ кг/м³.

Визначити середню квадратичну швидкість хаотичного руху молекул газу.

Дано:

$$p = 5 \cdot 10^4 \text{ Па}$$

$$\rho = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ кг/м}^3$$

$$\bar{v} - ?$$

Розв'язання




У основному рівнянні МКТ ідеального газу для тиску

$$p = \frac{1}{3} n m_0 \bar{v}^2, \quad \text{добуток} \quad n m_0 = \rho. \quad \text{Отже,} \quad p = \frac{1}{3} \rho \bar{v}^2. \quad \text{Звідси}$$

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3p}{\rho}} \approx 1900 \text{ м/с.}$$

Відповідь: $\bar{v} = 1900$ м/с.

Вправа 44

1. Який тиск газу, якщо середня квадратична швидкість руху його молекул 500 м/с, а його густина становить 1,35 кг/м³.
2. Чому дорівнює середня квадратична швидкість руху молекул газу, якщо, маючи масу 6 кг, він займає об'єм 5 м³ за тиску 200 кПа?
3. Визначити концентрацію молекул кисню, якщо його тиск 0,2 МПа, а середня квадратична швидкість руху молекул дорівнює 700 м/с.
4. Визначити середню кінетичну енергію руху молекули одноатомного газу за тиску 20 кПа. Концентрація молекул цього газу за зазначеного тиску дорівнює $3 \cdot 10^{25}$ м⁻³.
-  5. У закритій посудині міститься ідеальний газ. Як зміниться його тиск, якщо середня квадратична швидкість молекул збільшиться на 20 %?
-  6. На стінку площею S налітає потік молекул зі швидкістю v . Кількість молекул, що рухається в напрямку до стінки, дорівнює n_0 . Маса кожної молекули m . Знайти силу і тиск, які діють на стінку, якщо молекули рухаються перпендикулярно до стінки. Удари об стінку абсолютно пружні. Яким буде значення тиску і сили тиску, у випадку, коли стінка рухається назустріч молекулам із швидкістю u ?
-  7. Пластинку покривають золотом у вакуумі за допомогою напилювання. Атоми золота, що падають на пластинку, мають однакову енергію $4 \cdot 10^{-20}$ Дж і створюють тиск 0,15 Па. За який час товщина покриття зростає на $8 \cdot 10^{-6}$ м?

§ 66. Термодинамічний зміст температури. Способи вимірювання температури

Термодинамічна рівновага. Температура. Як уже зазначалося, у молекулярній фізиці використовують як термодинамічні, так і статистичні методи дослідження. Згідно з термодинамічним підходом, будь-яке *макроскопічне* тіло або *групу макроскопічних* тіл називають *термодинамічною системою*. Ідеальний газ є термодинамічною системою. Величини, які характеризують стан термодинамічної системи без урахування молекулярної будови тіл – *об'єм, тиск, температуру* називають відповідно макроскопічними (або термодинамічними) параметрами.

Температура – це фізична величина, про яку ви знаєте з раннього дитинства як про ступінь нагрітості тіл (холодне, тепле, гаряче), характеристику теплої або холодної погоди в різні пори року, показник стану здоров'я тощо. Побутове поняття температури часто перешкоджає глибокому розумінню її фізичного змісту. Це одна з не простих фізичних величин, до розуміння якої людство йшло протягом багатьох століть.

Температура як термодинамічна величина характеризує тепловий стан системи, як молекулярно-кінетична величина – інтенсивність хаотичного руху молекул в цій системі.

Численні спостереження і досліди свідчать, що для будь-яких взаємодіючих макроскопічних тіл або групи тіл (термодинамічної системи) за незмінних зовнішніх умов раніше чи пізніше *настає стан теплової рівноваги*.

Тепловою або термодинамічною рівновагою називають такий стан системи, коли всі її макроскопічні параметри як завгодно довго лишаються незмінними.

Отже, коли між двома тілами встановлюється тепловий контакт і зовнішні умови не змінюються, тіла приходять до стану теплової рівноваги.

Термодинамічна система може перебувати у різних станах теплової рівноваги. У кожному з цих станів температура має певне значення. Інші величини можуть мати у стані теплової рівноваги різні (але постійні) значення. Так, об'єми різних частин системи і тиски всередині їх, за наявності твердих перегородок, можуть бути різними. Якщо до кімнати ви внесете м'яч, що був наповнений стиснутим повітрям надворі, через деякий час температура повітря у ньому і в кімнаті зрівняються. А тиск повітря в м'ячі все одно буде більшим, ніж у кімнаті.

У всіх частинах системи, що перебуває в стані теплової рівноваги, температура має одне й те саме значення.

Способи вимірювання температури. Термометри. Властивість температури набувати однакового значення для тіл, що перебувають у стані теплової рівноваги,

покладено в основу її вимірювання. Прилади для вимірювання температури називають *термометрами* (мал. 229).

Щоб виміряти температуру певного тіла, його приводять у контакт з термометром і чекають, поки теплообмін між тілом і термометром припиниться. Термометр фіксує власну температуру, яка дорівнює температурі тіла, з яким він перебуває в тепловій рівновазі.

Конструктивно всі термометри складаються з вимірювального елемента та температурної шкали. Щоб виготовити термометр, можна скористатись зміною будь-якої макроскопічної величини залежно від температури: об'єму, тиску, електричного опору тощо. Найчастіше на практиці використовують рідинні термометри (мал. 229, *а*), дія яких ґрунтується на залежності об'єму рідини (ртуті або спирту) від зміни температури.

Для градуювання термометра скляний балон, що переходить у капіляр, заповнений зафарбованим спиртом або ртуттю, опускають у лід, що тоне за нормальних умов ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$, $p = 1,01 \cdot 10^5\text{ Па} = 760\text{ мм. рт. ст.}$). Після того, як між термометром і льодом настане теплова рівновага, рух рідини в капілярі припиниться. Навпроти цього рівня на шкалі роблять відмітку $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, після чого термометр переносять у киплячу дистильовану воду за нормального тиску. Після припинення підняття рідини в капілярі термометра роблять відмітку $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, потім відрізок між 0 і $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ділять на 100 рівних відрізків – градусів. Це так звана температурна шкала Цельсія.



Мал. 229. Термометри різних конструкцій: *а* – рідинний, *б* – електричний, *в* – безконтактний (пірометр), *г* – біметалевий, *д* – газовий

Дія електричних термометрів (мал. 229, б) ґрунтується на залежності сили струму від температури. Електричними термометрами інших конструкцій температуру можна вимірювати й на основі залежності опору провідника (резистора) або напівпровідника (термістора) від температури. Ці термометри дають змогу виконувати вимірювання дистанційно.

У безконтактних термометрах (пірометрах) (мал. 229, в) для вимірювання температури використовують залежність випромінювання тіла від температури. За допомогою пірометрів вимірюють температуру тіл від +300 до +6000 °С і вище (наприклад, температуру зірок).

Дія біметалевих термометрів (мал. 229, г) ґрунтується на залежності деформації біметалевої пластинки від температури.

У газових термометрах на зміну температури вказує зміна тиску газу, вміщеного у скляній посудині сталого об'єму (мал. 229, д). За постійних значень об'єму V і кількості молекул N тиск газу, який вимірюють манометром, може бути мірою температури газу, а отже, будь-якого тіла, з яким газ перебуває у тепловій рівновазі.

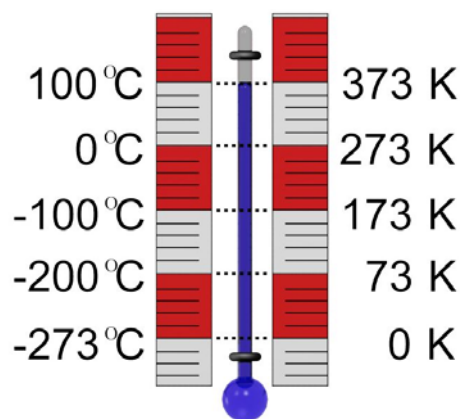
В оптичних пірометрах порівнюють випромінювання на певній довжині хвилі тіла і спеціальної лампи, яскравість якої можна регулювати, змінюючи значення струму. Зображення тіла і нитки лампи проєктують на одну площину. Підбираючи значення струму в лампі, досягають однакової яскравості зображень. За напругою, прикладеною до лампи, знаходять температуру тіла. Індикатор в оптичному пірометрі – око експериментатора.

Абсолютна температурна шкала. У фізиці користуються переважно так званою *абсолютною температурою* і *шкалою Кельвіна*. У 1848 р. видатний англійський фізик У. Томсон (лорд Кельвін) (1824–1907) запропонував точку 0 °С температурної шкали Цельсія змістити до 273,15 кельвіна, залишивши ціну поділки незмінною. *Таку шкалу називають абсолютною температурною шкалою або термодинамічною шкалою температур.*

Саме в одиницях цієї шкали – «кельвінах» – і вимірюють температуру в СІ. Одиниця температури T – кельвін (К) – є однією із семи основних одиниць цієї системи, $[T] = 1 \text{ К}$.

Як ми побачимо далі, ця шкала краще відображає суть теплових процесів у природі. У цій шкалі відсутні від'ємні температури.

Перехід від шкали Цельсія до абсолютної температурної шкали такий:
 $T(\text{К}) = (t \text{ } ^\circ\text{С} + 273,15) \text{ К}$, $1 \text{ } ^\circ\text{С} = 1 \text{ К}$ (мал. 230).



Мал. 230. Порівняння температурних шкал Цельсія (зліва) і Кельвіна

Градування шкали Кельвіна виконують за точкою 0 K і 273,15 K. Температуру 0 K називають *абсолютним нулем температур*, за шкалою Цельсія йому відповідає $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Це температура, за якої має припинитися поступальний рух молекул. Однак доведено, що навіть за абсолютного нуля молекулярний рух не припиняється – молекули здійснюють коливальні рухи. Досягти абсолютного нуля неможливо – це один з основних законів природи. Тим більше неможливо дістати температуру, нижчу за абсолютний нуль. Чим ближча температура охолодженого тіла до абсолютного нуля, тим важче проходить подальше охолодження. На сьогодні за допомоги сучасних методів вдалося досягти найнижчої температури 0,0001 K.

Дайте відповіді на запитання

1. Які характерні ознаки стану теплової рівноваги? Наведіть приклади встановлення теплової рівноваги тіл, які оточують вас у повсякденному житті.
2. Якою фізичною величиною характеризується стан теплової рівноваги?
3. Що таке температура і що вона характеризує?
4. Поясніть принцип побудови температурних шкал Цельсія і Кельвіна. Запишіть формули, що виражають співвідношення між значеннями температури, вимірюваної за шкалами Цельсія і Кельвіна.

§67. Молекулярно-кінетичний зміст температури

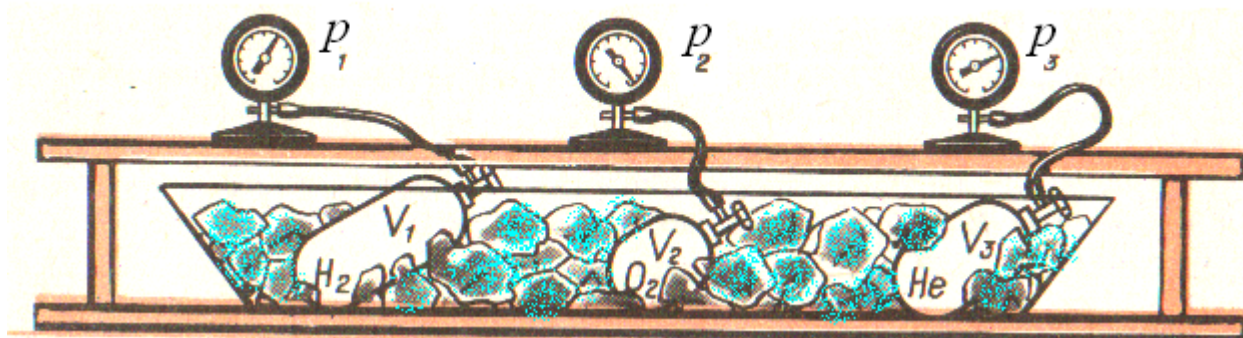
Температура і середня кінетична енергія поступального руху молекул газу. У стані теплової рівноваги макропараметри (тиск, об'єм, температура тощо) не змінюються як

завгодно довго. Це означає, що в тілах не відбуваються хімічні реакції, агрегатні перетворення тощо. Однак це не означає, що всередині системи у стані теплової рівноваги не рухаються атоми й молекули: мікропроцеси у тілах не припиняються, оскільки ні на мить не припиняється тепловий рух молекул або атомів. Положення і швидкості руху молекул у стані теплової рівноваги безперервно змінюються, а макропараметри – сталі, бо вони визначаються поведінкою не окремих молекул, а їх усередненим результатом.

Якщо два тіла з різними температурами приведено у контакт їхні молекули внаслідок хаотичного руху стикаються, а отже, відбувається передавання енергії, яке триває доти, поки середні кінетичні енергії молекул зрівняються. Саме тоді й настає теплова рівновага.

Можна висловити *припущення*, що середня кінетична енергія молекул і температура однаково характеризують процес встановлення теплової рівноваги, тільки перша – мікроскопічно, а друга – макроскопічно. Експериментально встановити зв'язок середньої кінетичної енергії молекул з температурою дуже важко, бо середню кінетичну енергію молекули не можна виміряти безпосередньо. Спочатку треба з'ясувати зв'язок середньої кінетичної енергії з величинами, які можна виміряти. Зробимо це на прикладі ідеального газу.

Звернімося до такого досліду. Візьмемо кілька посудин, заповнених різними газами, наприклад воднем, гелієм і киснем. Посудини мають певні об'єми і сполучені з манометрами. Це дає змогу виміряти тиск у кожній посудині. Маса газів відома, а отже, відома кількість молекул у кожній посудині. Приведемо гази у стан теплової рівноваги. Для цього помістимо посудини у лід, що тоне, і почекаємо, поки встановиться рівновага, і тиск газів перестане змінюватись (мал. 231). Після цього можна стверджувати, що всі гази мають однакову температуру $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Тиск газів, їх об'єми і кількості молекул будуть різними.



Мал. 231. Установка для дослідю

За основним рівнянням МКТ, тиск ідеального газу $p = \frac{2}{3} n \bar{E}$. Враховуючи, що $n = \frac{N}{V}$, можна записати $\bar{E} = \frac{3}{2} \frac{pV}{N}$. Отже, середню кінетичну енергію молекул можна визначити, якщо виміряти тиск і об'єм газу та обчислити кількість молекул, знаючи масу газу, сталу Авогадро та молярну масу газу, $N = \frac{m}{M} N_A$.

Проведені вимірювання показали, що за однакової температури $\frac{p_{H_2} V_{H_2}}{N_{H_2}} = \frac{p_{He} V_{He}}{N_{He}} = \frac{p_{O_2} V_{O_2}}{N_{O_2}}$. Отже однакові і значення \bar{E} для всіх газів.

Звертаємо вашу увагу на той факт, що для тисків у тисячі атмосфер, коли густина газів стає досить значною, відношення $\frac{pV}{N}$ перестає бути точно визначеним, не залежним від об'ємів, що їх займають газу. Воно справджується для розріджених газів, які можна вважати ідеальними.

Якщо всі посудини з газами поставити у киплячу воду (+100 °C) за нормального атмосферного тиску, то значення відношення $\frac{pV}{N}$, як і раніше, для всіх газів буде однаковим, але збільшиться (порівняно з 0 °C). Завдяки цьому можна стверджувати, що величина $\frac{pV}{N}$ зростає з підвищення температури, більше того, ні від чого, крім температури, не залежить.

Цей дослідний факт дозволяє розглядати величину $\frac{pV}{N}$ як температуру, що вимірюється в енергетичних одиницях – джоулях, $\left[\frac{pV}{N} \right] = \text{Па} \cdot \text{м}^3 = \frac{\text{Н} \cdot \text{м}^3}{\text{м}^2} = \text{Н} \cdot \text{м} = \text{Дж}$. Проте, по-перше, це незручні для практичного застосування одиниці. Так, температурі 100 °C відповідає дуже мала величина – порядку 10^{-21} Дж. А по-друге, і це головне, вже давно температуру вимірюють у градусах. Вважатимемо величину $\frac{pV}{N}$ прямо пропорційною температурі T , яку вимірюють у градусах (за шкалою Кельвіна), $\frac{pV}{N} \sim T$, або, переходячи до знака рівності, $\frac{pV}{N} = kT$.

Перепишемо формулу $\bar{E} = \frac{3}{2} \frac{pV}{N}$ у вигляді $\frac{pV}{N} = \frac{2}{3} \bar{E}$ і прирівняємо її праву частину до правої частини формули $\frac{pV}{N} = kT$. Отримаємо $\frac{2}{3} \bar{E} = kT$. Звідси $\bar{E} = \frac{3}{2} kT$ тобто *середня кінетична енергія хаотичного руху молекул газу пропорційна абсолютній температурі*. Чим вища температура, тим швидше рухаються молекули. Отже, припущення про зв'язок температури і середньої кінетичної енергії руху молекул підтвердилось.

Стала Больцмана. Останнє співвідношення одержав австрійський фізик Больцман. Він показав, що середня кінетична енергія поступального руху молекул газу лінійно залежить від температури. Коефіцієнт пропорційності, що входить до формули, називається *сталою Больцмана*, його значення $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/К.

Для вимірювання температури можна використати довільні одиниці енергії. Проте історично склалося так, що для вимірювання температури було запропоновано спеціальні одиниці – градуси. Причина цього в тому, що вимірювати температуру навчилися раніше, ніж було з'ясовано її фізичний зміст. Саме стала Больцмана є тим коефіцієнтом, який переводить одиниці енергії джоулі в градуси.

Стала Больцмана – це фундаментальна фізична стала, яка пов'язує температуру в енергетичних одиницях з температурою у кельвінах. Чисельно вона дорівнює зміні кінетичної енергії однієї молекули ідеального газу при зміні температури газу на 1 К.

Молекулярно-кінетичний зміст температури. Абсолютна температура (або просто температура) – це макроскопічний параметр, який характеризує внутрішній тепловий стан тіла і визначається рухом величезної кількості його структурних елементів. У цьому розумінні температура є статистичною величиною, а тому поняття температури має сенс лише для величезної кількості молекул. Не можна говорити про температуру однієї або кількох (небагатьох) молекул, про «гарячі» або «холодні» молекули. Поняття температури втрачає зміст, наприклад, для газу в космічному просторі, де концентрація молекул настільки незначна, що вони не утворюють газу в звичайному розумінні цього слова.

Співвідношення між температурою і середньою кінетичною енергією руху молекул, яке було встановлено для ідеального газу, справджується для будь-яких речовин, рух атомів або молекул яких підпорядковується законам механіки Ньютона. Воно справджується для рідин і твердих тіл, в яких атоми можуть лише коливатись біля положень рівноваги у вузлах кристалічних ґраток.

Абсолютна температура T – фізична скалярна величина, яка визначається середньою кінетичною енергією хаотичного поступального руху молекул.

Абсолютна температура, як видно з формули $\frac{pV}{N} = kT$, не може бути від'ємною, оскільки всі величини у лівій частині формули, додатні. Отже, найменше можливе значення температури $T = 0$, якщо тиск p або V дорівнюють нулю.

Абсолютний нуль температури – це гранична температура, за якої тиск ідеального газу прямує до нуля за умови фіксованого об'єму (або об'єм ідеального газу прямує до нуля за умови незмінного тиску).

Дайте відповіді на запитання

1. Як пов'язані об'єм, тиск і кількість молекул різних газів у стані теплової рівноваги?
2. Запишіть формулу, що показує, як залежить від температури середня кінетична енергія поступального руху молекул.
3. Температура газу збільшилася від 1 до 2 °С. Чи можна сказати, що середня кінетична енергія його частинок також збільшилась удвічі?
4. Запишіть і поясніть формулу, що показує залежність тиску газу від його температури і концентрації молекул.
5. Що називають абсолютним нулем температури? Який фізичний зміст цього поняття з погляду МКТ?
6. Напишіть значення температури і тиску газу за нормальних умов.
7. Який фізичний зміст сталої Больцмана? Чому вона дорівнює?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Визначити середню кінетичну енергію руху молекул одноатомного газу і концентрацію молекул при температурі 290 К і тиску 0,8 МПа.

Дано:
 $T=290 \text{ К}$
 $p=0,8 \cdot 10^6 \text{ Па}$
 $\bar{E}=?$
 $n=?$

Розв'язання

Урахувавши рівняння $\bar{E} = \frac{3}{2}kT$ і співвідношення $p = \frac{2}{3}n\bar{E}$,

одержимо ще один вираз основного рівняння МКТ газів: $p = nkT$.



З цих формул легко визначити шукані величини

$$\bar{E} = \frac{3 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К} \cdot 290 \text{ К}}{2} = 6 \cdot 10^{-21} \text{ Дж} ,$$

$$n = \frac{p}{kT}, \quad n = \frac{0,8 \cdot 10^6 \text{ Па}}{1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К} \cdot 290 \text{ К}} = 2 \cdot 10^{26} \text{ м}^{-3} .$$

Відповідь: $6 \cdot 10^{-21}$ Дж; $2 \cdot 10^{26}$ м⁻³.

Вправа 45

1. За якої температури середня квадратична швидкість руху молекул азоту дорівнює 830 м/с?
2. На скільки відсотків збільшується середня кінетична енергія руху молекул газу в разі збільшення його температури від 7 до 35 °С?
3. У скільки разів середня квадратична швидкість руху молекул кисню менша за середню квадратичну швидкість руху молекул водню, якщо температури цих газів однакові?
4. Після підвищення температури ідеального газу на 150 К середня квадратична швидкість руху його молекул збільшилась від 400 до 500 м/с. На скільки градусів треба нагріти цей газ, щоб збільшити середню квадратичну швидкість його молекул від 500 до 600 м/с?
5.  У посудині об'ємом 3 дм³ міститься гелій масою 4 мг, азот масою 70 мг і $5 \cdot 10^{21}$ молекул водню. Який тиск суміші, якщо її температура 27 °С?
6.  Побудувати графік залежності густини кисню а) від тиску для температури $T = \text{const} = 390$ К в інтервалі $0 \leq p \leq 400$ кПа через кожні 50 кПа, б) від температури для $p = \text{const} = 400$ кПа в інтервалі $200 \leq T \leq 300$ К через кожні 20 К.

§ 68. Швидкість руху молекул газу

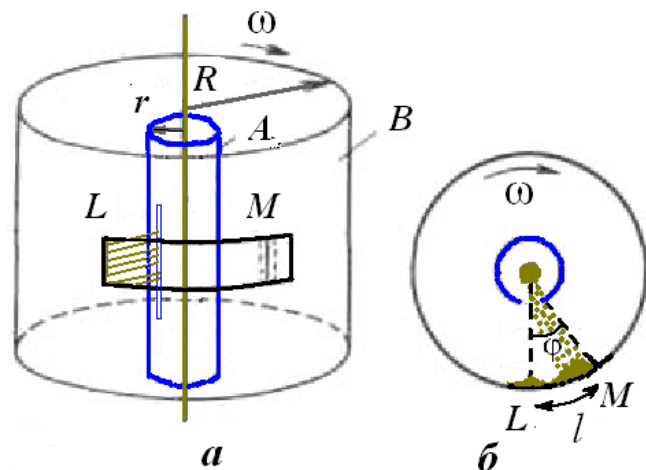
Швидкість руху молекул газу. Отримані у попередньому параграфі формули дозволяють обчислити середню квадратичну швидкість руху молекул. З формул $\bar{E} = \frac{m_0 \bar{v}^2}{2}$ і

$$\bar{E} = \frac{3}{2} kT \text{ отримуємо } \bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}.$$

Так, за цією формулою середня квадратична швидкість, наприклад, молекул азоту для $t = 0$ °С, становить 500 м/с, а молекул водню – 1800 м/с. Вперше такі розрахунки були виконані у другій половині XIX ст. і результат виявився настільки неочікуваним, що багато фізиків висловили сумнів щодо правильності молекулярно-кінетичної теорії. Адже відомо, що пахощі поширюються досить повільно – потрібні десятки секунд, щоб запах парфумів,

розлитих в одному кутку кімнати, досяг іншого кутка. Наразі це легко пояснити великою кількістю зіткнень між молекулами.

Дослід Штерна. Експериментально швидкість теплового руху атомів вперше у 1920 році визначив німецький вчений-фізик О. Штерн (1888–1969). Для цього він використав прилад, схему якого зображено на мал. 232, *a*.



Мал. 232. *a* – схема установки для вимірювання швидкості руху молекул, *б* – зміщення пучка атомів при обертанні циліндрів

Уздовж спільної осі двох жорстко з'єднаних циліндрів *A* і *B* розміщений платиновий дріт, покритий шаром срібла. Внутрішній циліндр *A* має щілину. Дріт нагрівається електричним струмом до температури $t = 1300$ °С, за якої молекули срібла з його поверхні випаровуються. У такий спосіб у камері циліндрів, повітря з якої заздалегідь відкачали до тиску $1,3 \cdot 10^{-4}$ Па, утворювався газ із атомів Аргентуму. Оскільки у простір між циліндрами атоми Аргентуму потрапляли крізь щілину, то у випадку нерухомих циліндрів на зовнішньому циліндрі *B* навпроти щілини утворювалась срібна смужка. Її положення на мал. 232, *a*, *б* позначено областю *L*.


Потім циліндри починали обертати із кутовою частотою ω , внаслідок чого срібна смужка змістилась в область *M* (мал. 232, *a*, *б*). Зміщення смужки пояснюється тим, що за час τ , поки атоми Аргентуму із швидкістю v пролітають відстань $(R - r)$, зовнішній циліндр встигає повернутись на кут $\varphi = \omega\tau$. Відповідно, кожна точка поверхні зовнішнього циліндра зміщується на відстань $l = \omega R\tau$, де R – радіус зовнішнього циліндра, ωR – лінійна швидкість руху точок на його поверхні. Це й приводить до зміщення точок осідання атомів Аргентуму.

Оскільки смужка в області M ширша за розміри щілини у циліндрі A (розмита), це підтверджує той факт, що не всі атоми мають однакову швидкість. Тому у подальших розрахунках використаємо середнє значення швидкості \bar{v} .

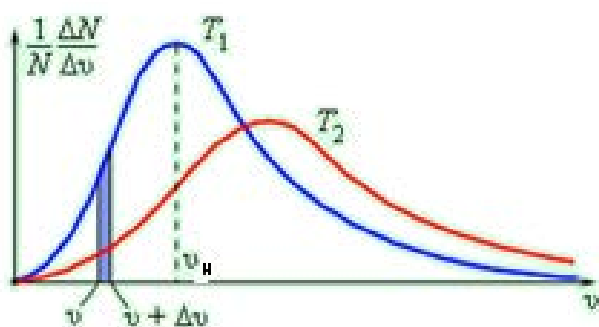
Отже, час τ , поки атоми Аргентуму із швидкістю \bar{v} пролітають відстань $(R - r)$, можна визначити так: $\tau = \frac{R-r}{\bar{v}} = \frac{l}{\omega R}$. Звідки $\bar{v} = \frac{\omega R(R-r)}{l}$.

Знаючи радіуси циліндрів R та r , кутову швидкість їх обертання ω та вимірявши відстань l між областями L і M (між точками найбільшого скупчення атомів) можна визначити швидкість руху молекул.

У досліді О. Штерна було встановлено, що середня швидкість руху атомів срібла дорівнює 650 м/с. Цей фундаментальний дослід є експериментальним підтвердженням існування атомів речовини і правильності молекулярно-кінетичної теорії в цілому.

 **Розподіл молекул за швидкостями.** Рух молекул газу описується законами статистичної фізики. Середні значення швидкості й енергії молекул мають певне значення. Проте в кожен момент часу енергії й швидкості окремих молекул можуть значно відрізнятися від свого середнього значення. Можна говорити про розподіл молекул за швидкостями.

На основі молекулярно-кінетичної теорії у 1859 р. англійський фізик Дж. Максвелл уперше встановив закон розподілу молекул ідеального газу за швидкостями. Це був перший статистичний закон у фізиці. Дж. Максвелл показав, що хаотичний рух окремих молекул підпорядкований певному статистичному закону. Через складність математичного виразу цього закону розглянемо лише його графічну форму (мал. 233).



Мал. 233. Графіки розподілу молекул за швидкостями для двох різних температур $T_2 > T_1$



По осі абсцис відкладена швидкість молекул v , а по осі ординат – функція $f(v) = \Delta N / N \Delta v$ (де N – загальне кількість молекул, ΔN – кількість молекул, що мають швидкості в

інтервалі від v до $v + \Delta v$). Значення $f(v)$ показує, яка частка всіх молекул має швидкість в інтервалі $v + \Delta v$. Максимум на кривій розподілу відповідає *найбільш ймовірній* швидкості v_n , тобто швидкості, яку має максимальна кількість молекул газу.

Розподіл молекул за швидкостями залежить від температури. З підвищенням температури максимум функції розподілу зміщується у бік більшої швидкості.

Розподіл молекул за швидкостями (розподіл Максвелла) тривалий час залишався експериментально не підтвердженим.

Дайте відповіді на запитання

1. Як можна визначити середню квадратичну швидкість руху молекул газу?
2. Побудуйте схему досліду Штерна і поясніть його сутність.
3. Запишіть формулу, за якою визначають середню швидкість руху атомів речовини в досліді Штерна.
4. Чому в досліді Штерна смужка срібла а) зміщена, б) розмита по краях, в) неоднорідна за товщиною?
5.  Подумайте, де залишиться слід атомів, швидкості руху яких більші від середньої швидкості, і як зміниться положення нальоту, якщо збільшити струм у дротині.
6.  Які висновки можна зробити із розподілу Максвелла?

§ 69. Рівняння стану ідеального газу. Об'єднаний газовий закон

Рівняння стану ідеального газу. Універсальна газова стала. Як уже зазначалося, ідеальний газ є найпростішою термодинамічною системою. Стан газу певної маси повністю визначений, якщо відомі його тиск, температура і об'єм. Ці величини називають *параметрами стану газу*. Якщо ці параметри змінюються, то в газі відбувається той або інший *процес*. У природі часто протікають процеси, в яких одночасно змінюються усі три величини, що характеризують стан газу. Рівняння, що зв'язує параметри стану цього газу (p, V, T) називають *рівнянням стану ідеального газу*.

Слід зазначати, що задовго до того, як рівняння стану ідеального газу було виведено на основі молекулярно-кінетичних уявлень, закономірності поведінки газів у різних умовах були досить добре досліджені експериментально. Саме тому рівняння стану ідеального газу можна розглядати як узагальнення експериментальних фактів, що знаходять своє пояснення у молекулярно-кінетичній теорії.

Нині рівняння стану ідеального газу легко можна вивести з основного рівняння МКТ.

Урахувавши рівняння $\bar{E} = \frac{3}{2}kT$ і співвідношення $p = \frac{2}{3}n\bar{E}$, одержимо ще один вираз основного рівняння МКТ газів: $p = nkT$, де p – тиск газу, n – концентрація молекул ідеального газу, k – стала Больцмана, T – абсолютна температура газу. Далі, $p = nkT \rightarrow p = \frac{N}{V}kT \rightarrow pV = NkT \rightarrow pV = \frac{m}{M}N_A kT$.

Добуток сталої Авогадро N_A на сталу Больцмана k є також сталою величиною, яку називають *універсальною (молярною) газовою сталою* і позначають $R = N_A k$. Підрахуємо значення універсальної газової сталої

$$R = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Отже, ми отримали з основного рівняння МКТ газів рівняння, яке містить тільки макроскопічні (термодинамічні) характеристики стану газу і яке називають рівнянням стану ідеального газу. Це рівняння ще називають *рівнянням Менделєєва-Клапейрона*:

$$pV = \frac{m}{M}RT.$$

Рівняння Менделєєва–Клапейрона дає змогу визначити один невідомий параметр стану ідеального газу, якщо інші параметри відомі, для газу будь-якого хімічного складу і довільної маси m . Єдина величина у цьому рівнянні, що залежить від виду газу, – це його молярна маса M .

Якщо врахувати, що густина газу $\rho = \frac{m}{V}$, то рівняння Менделєєва–Клапейрона матиме вигляд $p = \frac{\rho}{\mu} RT$. Або врахувавши, що $\nu = \frac{m}{M}$, отримуємо: $pV = \nu RT$.

Для суміші газів рівняння набуває вигляду: $pV = (\nu_1 + \nu_2 + \dots + \nu_n)RT$, де ν_1, ν_2, \dots – кількості речовини кожного із газів суміші.

Для одного моля ($\nu = 1$ моль) довільного газу це співвідношення набуває вигляду $pV = RT$.

Отже, виведене на підставі молекулярно-кінетичних уявлень рівняння підтверджує ще один встановлений експериментально закон. Якщо у це рівняння підставити значення тиску і температури, що відповідають нормальним умовам ($T = 273,15 \text{ К}$ (0°C), $p = 1 \text{ атм.} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$), то один моль будь-якого газу займає об'єм $V_0 = 0,0224 \text{ м}^3$. Це твердження називають *законом Авогадро*, про який ми згадували у § 61.

Лише за тиску у сотні атмосфер (коли виявляє себе об'єм молекул газу) та за температур, близьких до температур зрідження газу (внаслідок великої сили взаємодії молекул), відхилення від результатів розрахунків за рівнянням стану ідеального газу стають істотними.

Об'єднаний газовий закон. У природі часто відбуваються процеси, коли водночас змінюються усі три параметри стану газу, при цьому маса газу залишається незмінною ($m = \text{const}$). Якщо параметри на початку процесу, який відбувається з газом певної маси, позначити через p_1, V_1, T_1 , а їх значення в кінці процесу – через p_2, V_2, T_2 , то $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{m}{M} R$ і

$\frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{m}{M} R$. Оскільки праві частини обох виразів однакові, однакові і їхні ліві частини.

Отже, для газу незмінної маси: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$, або $\frac{pV}{T} = \text{const}$ – під час переходу газу незмінної маси з одного стану в інший добуток його тиску на об'єм, поділений на термодинамічну температуру газу, є величиною сталою.

Рівняння стану ідеального газу $\frac{pV}{T} = \text{const}$ виведене у 1834 р. французьким фізиком Б. П. Клапейроном (1799–1864), який протягом десяти років працював у Росії У 1874 р. видатний російський учений Д. І. Менделєєв удосконалив формулу рівняння стану, ввівши макроскопічний параметр – масу газу. Саме тому рівняння $pV = \frac{m}{M} RT$ називають *рівнянням Менделєєва–Клапейрона*.

Співвідношення між значеннями тих чи інших параметрів на початку і в кінці процесу називається *газовим законом*. Рівняння Клапейрона $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ ще називають *об'єднаним газовим законом*.

Дайте відповіді на запитання

1. Що таке параметри стану системи? Які величини до них належать?
2. Виведіть рівняння Менделєєва–Клапейрона для довільної маси ідеального газу.
3. Виведіть рівняння Клапейрона. Як воно формулюється?
4. Чому дорівнює універсальна газова стала в СІ?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. У приміщенні об'ємом $V = 100 \text{ м}^3$ після роботи обігрівача температура повітря⁵ збільшилася від $t_1 = 17 \text{ }^\circ\text{C}$ до $t_2 = 22 \text{ }^\circ\text{C}$. Яка маса Δm повітря, що вийшло з кімнати? Атмосферний тиск $p = 10^5 \text{ Па}$.

Дано:

$$V = 100 \text{ м}^3$$

$$t_1 = 17 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_2 = 22 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$p = 10^5 \text{ Па}$$

$$M = 29 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

$$\Delta m - ?$$

Розв'язання

Запишемо рівняння Менделєєва–Клапейрона для двох станів повітря:

$$1) \text{ для } t_1 = 17 \text{ }^\circ\text{C} (T_1 = 290 \text{ К}), \quad pV = \frac{m_1}{M} RT_1;$$

$$2) \text{ для } t_2 = 22 \text{ }^\circ\text{C} (T_2 = 295 \text{ К}), \quad pV = \frac{m_2}{M} RT_2.$$

Визначимо маси повітря у кімнаті у першому та другому станах:


$$m_1 = \frac{pVM}{RT_1} \quad \text{і} \quad m_2 = \frac{pVM}{RT_2}.$$

$$\text{Маса повітря, що вийшло з кімнати: } \Delta m = m_1 - m_2 = \frac{pVM}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$


Після підстановки числових значень, отримаємо $\Delta m = 2,1 \text{ кг}$.

Відповідь: 2,1 кг.

Вправа 46

1. Чому дорівнює об'єм одного моля будь-якого газу за нормальних умов?
2. Який тиск стиснутого повітря, що міститься в балоні ємністю 20 л при $12 \text{ }^\circ\text{C}$, якщо маса цього повітря 2 кг?
3. Газ за тиску 0,2 МПа і температури $15 \text{ }^\circ\text{C}$ має об'єм 5 л. Чому дорівнює об'єм газу цієї маси за нормальних умов?
4. У балоні міститься газ, температура якого $15 \text{ }^\circ\text{C}$. У скільки разів зменшиться тиск газу, якщо 40 % його вийде з балона, а температура при цьому зменшиться на $8 \text{ }^\circ\text{C}$?
5.  Пробірку, перевернуту до гори дном, занурили у воду на деяку глибину. Яка концентрація повітря у пробірці на глибині 3 м? Температура води і повітря однакова і дорівнює $20 \text{ }^\circ\text{C}$. Атмосферний тиск 760 мм рт.ст.

⁵ У цій та наступних задачах, якщо немає спеціальних застережень, повітря вважати однорідним газом, молярна маса якого становить 0,029 кг/моль.

6.  Кулю з жорсткою оболонкою масою 11,6 г, заповнено воднем. Об'єм водню 10 л. температура водню та оточуючого кулю повітря 0 °С. Визначити тиск водню в кулі, якщо результуюча піднімальна сила, яка діє на кулю, дорівнює нулеві.

§ 70. Ізопроееси

Ізопроееси. За допомогою рівняння стану ідеального газу можна досліджувати процеси, в яких маса газу і один із трьох параметрів залишаються незмінними.

Процеси, які відбуваються за незмінного значення одного з параметрів ідеального газу сталої маси m і певного сорту μ називають **ізопроеесами** (від грец. *ізо* – рівний, однаковий).

Оскільки жоден із параметрів газу не може бути строго фіксованим, то ізопроеес – це ідеалізована модель стану ідеального газу.

Закон Бойля–Маріотта. Графіки ізопроеесу. Розглянемо процес, що відбувається в газі за сталої температури. Процес зміни стану термодинамічної системи за сталої температури називають **ізопроеесним** ($m = \text{const}$, $M = \text{const}$, $T = \text{const}$).

Для цих умов з рівняння Клапейрона $\frac{pV}{T} = \text{const}$ отримуємо $pV = \text{const}$ або

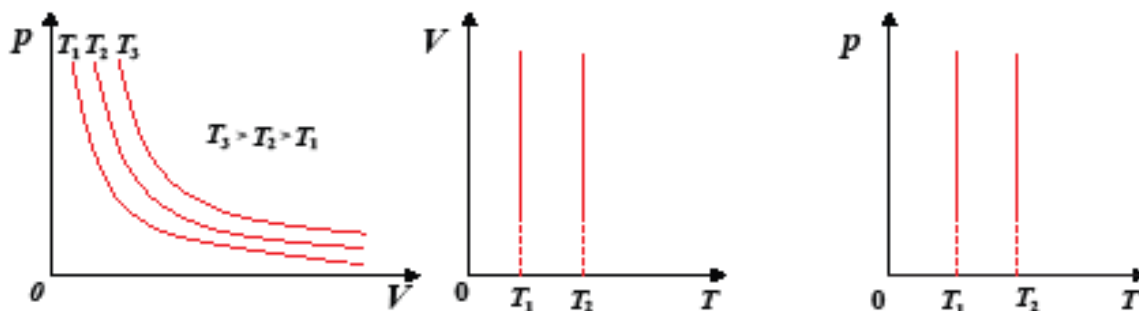
$p_1V_1 = p_2V_2$ чи $\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$. Це рівняння було отримано експериментально (до створення молекулярно-кінетичної теорії) англійським фізиком Р. Бойлем (1662 р.) і незалежно французьким фізиком Е. Маріоттом (1676 р.).

Закон Бойля–Маріотта можна сформулювати так:

для ідеального газу деякої маси (сталої кількості речовини) за сталої температури тиск газу змінюється обернено пропорційно до об'єму.

Цей закон, як і інші газові закони, є частинним випадком рівняння стану газу і виконується для будь-яких газів, які можна вважати ідеальними, а також для їх сумішей (наприклад, для повітря).

Часто закон Бойля–Маріотта записують так: $p = \frac{\text{const}}{V}$. Графічно залежність тиску газу сталої маси від об'єму за умови $T = \text{const}$ можна зобразити у вигляді гіперболи (порівняйте з $y = \frac{a}{x}$), яка для цього процесу називається **ізопроеесом** (мал. 234, а).



Мал. 234. Ізотерми: а) в координатах pV , б) в координатах VT , в) в координатах pT

Різним температурам відповідають різні ізотерми – чим вища температура, тим вище на координатній площині pV розташована гіпербола. Це корисно знати для розв’язування графічних задач.

На координатних площинах pT і VT ізотерми зображуються прямими, перпендикулярними до осі температур (мал. 234, б, в).

Ізотермічним можна вважати процес стиснення повітря компресором або розширення газу під поршнем насоса під час відкачування його з посудини. Процес повинен бути достатньо швидким, щоб не встиг відбутись теплообмін з оточуючим середовищем.

Закон Гей-Люссака. Графіки ізобарного процесу. Процес зміни стану термодинамічної системи за сталого тиску називають *ізобарним* (від грец. *барос* – вага) ($m = \text{const}$, $M = \text{const}$, $p = \text{const}$).

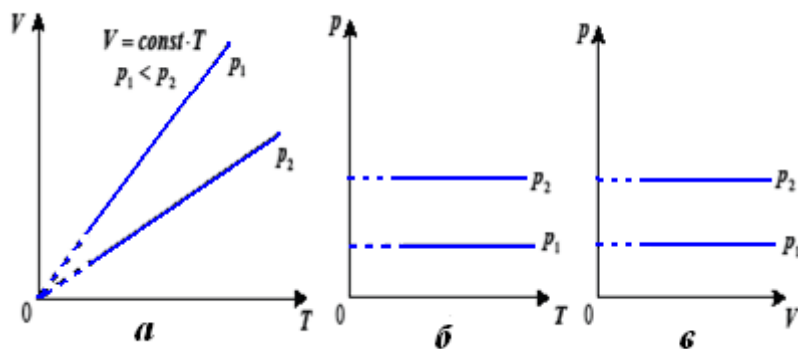
Відповідно з рівняння Клапейрона $\frac{pV}{T} = \text{const}$ для вказаних умов маємо $\frac{V}{T} = \text{const}$ або

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}.$$

Цей закон установив експериментально у 1802 р. французький учений Жозеф Луї Гей-Люссак і формулюється він так:

для ідеального газу певної маси з незмінним тиском відношення об’єму до температури залишається сталим:

Графік залежності об’єму від температури за сталого тиску $V = \text{const} \cdot T$ є прямою лінією (порівняйте з $y = ax$), яку називають *ізобарою*. На мал. 235, а зображено дві ізобари в координатах V, T для різних значень тиску p_1 і p_2 , причому $p_1 < p_2$. На мал. 235, б, в наведено графіки ізобарного процесу в координатах p, T та p, V .



Мал. 235. Ізобари

Закон Шарля. Графіки ізохорного процесу. Процес зміни стану термодинамічної системи за сталого об'єму називають ізохорним (від грец. *хорема* – місткість).

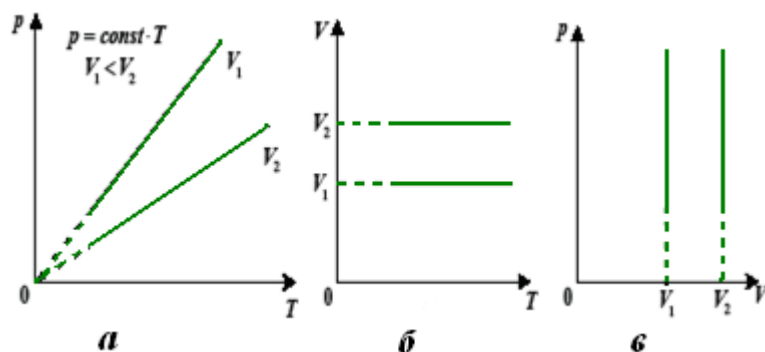
Якщо $m = \text{const}$, $M = \text{const}$, $V = \text{const}$, то з рівняння стану $\frac{pV}{T} = \text{const}$ випливає, що

$$\frac{p}{T} = \text{const} \text{ або } \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

У 1787 р. французький фізик Ж. Шарль експериментально встановив цей газовий закон, тому його називають *законом Шарля*.

для ідеального газу певної маси з незмінним об'ємом відношення тиску газу до температури залишається сталим.

Графіком залежності тиску від температури за сталого об'єму $p = \text{const} \cdot T$ є пряма лінія (порівняйте $y = ax$), яку називають *ізохорою*. На мал. 236, а в координатах p, T зображено дві ізохори для різних значень об'єму V_1 і V_2 , причому $V_1 < V_2$. На мал. 236, б, в наведено графіки процесу в координатах V, T і p, V .



Мал. 236. Ізохори

Дайте відповіді на запитання

1. Який процес називають ізотермічним? Яким законом описується цей процес? Зобразіть і поясніть графіки ізотермічного процесу.
2. Який процес називають ізобарним? Яким законом описують ізобарний процес? Зобразіть і поясніть графіки ізобарного процесу.
3. Який процес називають ізохорним? Як формулюють і записують цей закон? Зобразіть і поясніть графіки ізохорного процесу.

Приклади розв'язування задач

Отже, ви переконалися, що газові закони Бойля–Маріотта, Гей-Люссака і Шарля – це частинні випадки рівняння Менделєєва–Клапейрона. Газові закони і їх графічні ілюстрації дають змогу вивчати довільні термодинамічні процеси з ідеальним газом.

Задача 1. Внаслідок нагрівання газу у закритій посудині на 140 К тиск збільшився в 1,5 раза. Визначити початкову температуру газу.

Дано:

$$\Delta T = 140 \text{ К}$$

$$p_2 = 1,5 p_1$$

$$T_1 = ?$$

Розв'язання

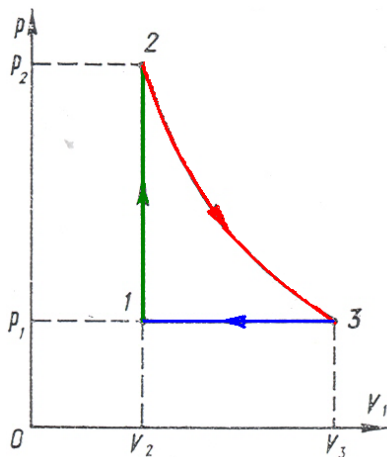
Оскільки посудина замкнена, то маса газу і його об'єм залишаються незмінними, тому процес нагрівання можна вважати ізохорним: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$.

Оскільки $p_2 = 1,5 p_1$, $T_2 = T_1 + \Delta T$, то $\frac{p_1}{T_1} = \frac{1,5 p_1}{T_1 + \Delta T}$, звідки

$$T_1 = \frac{\Delta T}{0,5} = 280 \text{ К.}$$

Відповідь: 280 К.

Задача 2. На мал. 237 у координатах p, V зображено замкнений газовий процес (цикл). Побудувати цей цикл у координатах V, T і p, T .



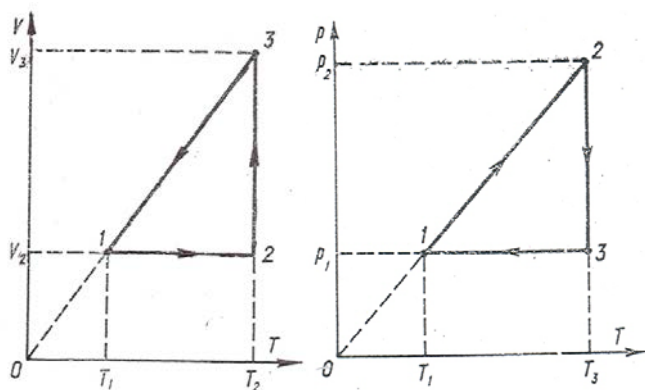
Мал. 237.

Розв'язання

Проаналізуємо процеси, які відбуваються з газом. Перехід зі стану 1 у стан 2 відповідає ізохорному процесу, тиск збільшується від p_1 до p_2 зрозуміло, що температура також збільшується. Перехід із стану 2 у стан 3 – ізотермічне розширення газу від V_2 до V_3 , тиск при цьому зменшується від p_2 до p_1 . Перехід із стану 3 у стан 1 відповідає ізобарному стисканню від V_3 до V_2 , причому $T_1 < T_3$.

Побудуємо цей цикл у координатах V, T (мал. 238, а). Лінія 1–2 зображає ізохорний процес, причому температура зростає від T_1 до T_2 . Лінія 2–3 зображує ізотермічне розширення від V_2 до V_3 . Лінія 3–1 – ізобарний процес. (Продовження цієї лінії повинно пройти через початок координат!).

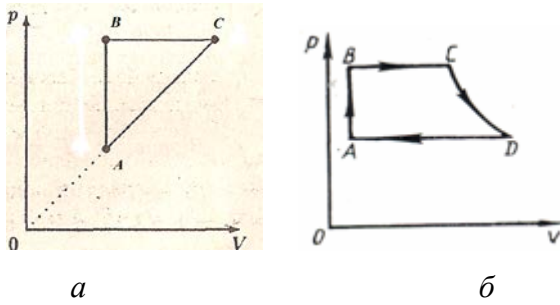
На мал. 238, б цей процес побудовано у координатах p, T .








Мал. 238. Графік циклу у координатах V, T (а), у координатах p, T (б).

Вправа 47




1. Після стискання газу його об'єм зменшився з 8 до 5 л, а тиск підвищився на 60 кПа. Визначити початковий тиск.
2. Внаслідок збільшення тиску в 1,5 раза об'єм газу зменшився на 30 мл. Визначити початковий об'єм.
3. Який об'єм займе газ за температури 77°C , якщо при 27°C його об'єм був 6 л?
4. У гумовій кулі міститься 2 л повітря за температури 20°C і нормального атмосферного тиску. Який об'єм займе повітря, якщо кулю занурити у воду на 10 м? Температура води 4°C .
5. На мал. 239, а, б зображено замкнуті цикли. Ділянка CD на мал. 239, б відповідає ізотермі. Накреслити ці діаграми в координатах pT і VT .



Мал. 239.

6. Пляшку, заповнену газом, щільно закрили корком, що має у поперечному перерізі площу $2,5 \text{ см}^2$. До якої температури треба нагріти газ, щоб корок вилетів з пляшки, коли сила тертя, що утримує корок дорівнює $11,8 \text{ Н}$? Початкова температура $3 \text{ }^\circ\text{C}$, атмосферний тиск 10^5 Па .
7.  У вузькій циліндричній трубці завдовжки L , закритій з одного кінця, міститься повітря, відділене від зовнішнього стовпчиком ртуті заввишки h . Положення трубки вертикальне, відкритим кінцем догори. Яка була довжина l стовпчика повітря в трубці, якщо після повороту її відкритим кінцем донизу із трубки вилілась половина ртуті? Густина ртуті ρ , атмосферний тиск p_0 .
8.  Посередині запаяної з обох кінців трубки завдовжки $L = 1 \text{ м}$, з якої викачали повітря, міститься стовпчик ртуті завдовжки $h = 20 \text{ см}$. Якщо трубку поставити вертикально, стовпчик ртуті опуститься на 10 см . Який тиск p був у трубці? Густина ртуті $\rho = 13,6 \cdot 10^3 \text{ кг/м}^3$.
9.  Вертикальний циліндр з важким поршнем заповнено киснем, маса якого $m = 10 \text{ г}$. Після збільшення температури на $\Delta T = 50 \text{ К}$ поршень піднявся на висоту $h = 7 \text{ см}$. Визначити масу поршня M , якщо тиск газу над ним $p_0 = 0,1 \text{ МПа}$. Площа поршня $S = 100 \text{ см}^2$, молярна маса кисню $\mu = 0,032 \text{ кг/моль}$.
10.  Бульбашка повітря піднімається з дна водоймища з глибини H . Визначити залежність радіуса бульбашки r від глибини її занурення в даний момент часу, якщо її початковий об'єм дорівнював V . Силу поверхневого натягу не враховувати. Атмосферний тиск p_0 , густина води ρ .
11.  У трубці завдовжки $L = 1,73 \text{ м}$, заповненій газом, міститься стовпчик ртуті завдовжки $h = 30 \text{ мм}$. Коли трубка стоїть вертикально, ртуть ділить її на дві рівні час-

тини. Тиск газу над ртуттю $p = 8$ кПа. На яку відстань зміститься стовпчик ртуті, якщо трубку покласти горизонтально? Густина ртуті $\rho = 13,6 \cdot 10^3$ кг/м³.

12.  Відкрити з обох боків скляну трубку завдовжки 60 см опускають у посудину зі ртуттю на $1/3$ довжини. Потім, закривши верхній кінець трубки, виймають її зі ртуті. Якої довжини стовпчик ртуті залишиться в трубці? Атмосферний тиск 76 см рт. ст.
13.  Відкрити пробірку з повітрям нагріли, потім герметично закрили і охолодили до температури $t_2 = 7^\circ\text{C}$. Тиск повітря у пробірці після цього зменшився у $n = 1,5$ раза. До якої температури t_1 була нагріта пробірка?
14.  Запаяна з одного кінця трубка завдовжки l занурена у воду так, що над поверхнею води виступає п'ята її частина. Рівень води в трубці збігається з рівнем води в посудині. До якої температури треба нагріти повітря в трубці, щоб з неї вийшла вся вода? Атмосферний тиск p_0 , початкова температура T_1 . Густина води ρ . Зміною рівня води в посудині знехтувати.


§71. Внутрішня енергія ідеального газу

Внутрішня енергія. Ознайомимось із поняттям *внутрішньої енергії* U . У молекулярно-кінетичній теорії речовини внутрішня енергія макроскопічного тіла (термодинамічної системи) дорівнює сумі середньої кінетичної енергії теплового руху всіх молекул (атомів) і середньої потенціальної енергії їх взаємодії. Обчислити U через мікропараметри майже не можливо, тому використовуємо макропараметри термодинамічної системи. (До того ж у практичних цілях важливіше знати не саму внутрішню енергію, а її зміну внаслідок зміни стану системи.) Середня кінетична енергія руху молекул пропорційна температурі, а середня потенціальна енергія взаємодії визначається відстанню між молекулами (тобто пропорційна об'єму тіла). Таким чином внутрішня енергія U є функцією макроскопічних параметрів, які можна виміряти – температури та об'єму, $U = f(T, V)$.

Обчислимо внутрішню енергію одноатомного ідеального газу. Оскільки молекули цього газу одна з одною не взаємодіють, то потенціальна енергія $E_{\text{п}} = 0$. Уся внутрішня енергія складається із кінетичної енергії руху $E_{\text{к}}$. За формулою Больцмана, середня енергія поступального руху одного атома $\bar{E}_0 = \frac{3}{2}kT$. А оскільки кількість атомів $N = \frac{m}{M}N_A$, то внутрішня енергія одноатомного ідеального газу $U = \frac{3}{2}kT \frac{m}{M}N_A$, оскільки $kN_A = R$,

остаточно маємо $U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} RT$, де m – маса всього газу, M – молярна маса, R – універсальна газова стала, T – термодинамічна температура.

Внутрішня енергія ідеального одноатомного газу пропорційна температурі і не залежить від об'єму та інших макропараметрів. *Зміна внутрішньої енергії* ідеального газу сталої маси $\Delta U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} R \Delta T$ відбувається тільки у разі зміни його температури T .

 **Внутрішня енергія багатоатомних газів.** Якщо молекула газу складається з двох атомів, то такі молекули рухаються не тільки поступально, а й обертаються. Внутрішня енергія таких газів визначається сумою енергій поступального і обертального рухів і дорівнює $U = \frac{5}{2} \frac{m}{M} RT$.

Внутрішня енергія багатоатомних газів (молекули яких містять три і більше атомів) у два рази більша, ніж одноатомного газу за тієї ж температури $U = 3 \frac{m}{M} RT$. Це пояснюється тим, що внесок обертання молекул навколо трьох взаємно перпендикулярних осей в енергію теплового руху такий самий, як і внесок поступального руху молекул вздовж трьох взаємно перпендикулярних напрямків.

У реальних газах, рідинах і твердих тілах середня потенціальна енергія взаємодії молекул не дорівнює нулю, тому їх внутрішня енергія залежить і від об'єму речовини, і від температури.

Зміна внутрішньої енергії тіла під час теплопередачі. Кількість теплоти. Внутрішню енергію термодинамічної системи можна змінити двома способами: шляхом *теплопередачі (теплообміну) і виконанням роботи.*

Теплообмін (або теплопередача) – це процес передавання енергії від більш нагрітого до холоднішого тіла (частин тіла).

Теплообмін здійснюється на мікроскопічному рівні внаслідок взаємних перетворень рухів молекул. Під час теплообміну енергія передається лише від тіл з вищою температурою до тіл з нижчою температурою до тих пір, поки не встановиться теплова рівновага.

Існує три способи теплообміну: теплопровідність, конвекція, випромінювання.

Щоб обчислити зміну внутрішньої енергії при теплообміні вводять поняття *кількості теплоти* Q . Якщо в процесі теплообміну внутрішня енергія тіла збільшилась на ΔU , то кажуть, що тіло одержало деяку кількість теплоти Q (в разі зменшення внутрішньої енергії на ΔU тіло віддало кількість теплоти Q). Таким чином, кількість теплоти Q є числовим еквівалентом енергії, переданої або отриманої тілом у процесі теплообміну.

Кількість теплоти Q — фізична величина, яка показує скільки енергії, передано в процесі теплообміну від одного макроскопічного тіла до іншого без виконання роботи.

Одиниця кількості теплоти – джоуль, $[Q]=1 \text{ Дж}$.

Дослідним шляхом було встановлено, що кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання тіла і яка виділяється під час охолодження тіла, розраховується за формулою $Q = cm\Delta T$, тут c – питома теплоємність речовини, m – маса тіла, ΔT – зміна температури тіла.

Питома теплоємність c – це фізична величина, яка показує, яку кількість теплоти отримує або віддає 1 кг речовини при зміні її температури на 1 К (або 1 °С).

Кількість теплоти, яка поглинається під час плавлення, або виділяється під час кристалізації твердого тіла, визначається формулою $Q = Lm$, де L – питома теплота плавлення. Нагадаємо, що кристалічні тіла починають плавитись при фіксованому значенні температури (температурі плавлення), яка залишається незмінною у процесі плавлення.

Кількість теплоти, необхідна для випаровування або виділяється під час конденсації, визначається формулою $Q = rm$, де r – питома теплота пароутворення.

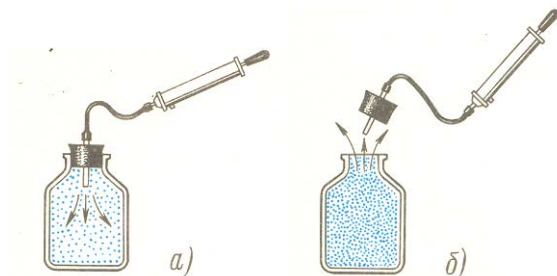
Питомі величини c , L та r залежать від природи речовини, їх значення зведено в таблиці.

Ще раз підкреслимо, що кількість теплоти характеризує зміну внутрішньої енергії тіл у процесі теплообміну і істотно залежить від виду процесу. Це означає, що про кількість теплоти говорять тільки в зв'язку з яким-небудь процесом. Коли тіло перебуває у рівноважному стані, ні про яку кількість теплоти в тілі не може бути й мови. У цьому разі говорять тільки про внутрішню енергію тіла.

Зміна внутрішньої енергії під час виконання роботи. Внутрішня енергія може змінюватись не тільки під час теплообміну, а й під час виконання механічної роботи. Наприклад, під час свердління металевої деталі свердло і деталь сильно нагріваються; нагрівається пилка під час розпилювання деревини і т.ін. Внаслідок тертя і, взагалі, за будь-якого опору рухові механічна енергія перетворюється у внутрішню.

Як відомо з курсу механіки, якщо на тіло діє постійна сила \vec{F} і тіло здійснює у напрямку дії сили переміщення \vec{s} , то кажуть, що сила виконує механічну роботу A . Робота в механіці дорівнює зміні механічної енергії тіла (кінетичної, потенціальної або повної). У термодинаміці рух тіла як цілого не розглядається, мова може йти про переміщення однієї частини макроскопічного тіла відносно іншої. Наприклад, у товстостінний скляний балон

будемо повільно за допомогою насоса накачувати повітря (мал. 240) до тих пір, поки не вилетить пробка. У момент вильоту пробки у балоні утворюється туман, що свідчить про те, що температура повітря знизилась. Таким чином, у результаті того, що повітря виконало роботу, виштовхнувши пробку, його внутрішня енергія зменшилась – частина її перетворилась у механічну енергію пробки.



Мал.240 . Зміна внутрішньої енергії газу під час виконання роботи

Роботу, яку виконує сама термодинамічна система вважають додатною A , а роботу, яку виконують зовнішні сили над системою, A' – від'ємною; $A = -A'$.

Дайте відповіді на запитання

1. Що розуміють під внутрішньою енергією тіла або термодинамічної системи?
2. Чим відрізняється внутрішня енергія реального газу від внутрішньої енергії ідеального газу і від яких параметрів вона залежить?
3. Моль якого газу – водню чи гелію – за однакової температури має більшу внутрішню енергію? Поясніть чому.
4. Що таке кількість теплоти?
5. Наведіть приклад процесу, в якому газ при стисканні нагрівається.

§ 72. Робота у термодинамічному процесі

Перетворення внутрішньої енергії у механічну і навпаки. Як відомо, робота виконується при переміщенні тіла (коли всі його частини здійснюють рух під дією сили в одному напрямку). Внутрішня енергія – це енергія хаотичного руху молекул. Відповідно для того, щоб за рахунок внутрішньої енергії виконувалась робота, необхідно якимось чином досягти упорядкованого руху молекул. Для цього найбільш зручно використовувати циліндр з рухомим поршнем (мал. 241). Рухаючи поршень вниз або вгору, ми будемо стискати або розширювати газ, у результаті чого буде змінюватись його внутрішня енергія.

Пояснимо, чому змінюється внутрішня енергія газу, якщо змінюється його об'єм.

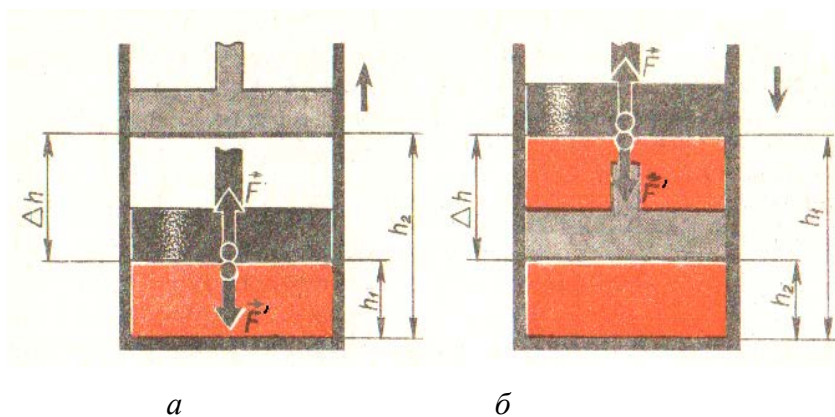
Під час руху поршня у циліндрі молекули газу внаслідок пружних зіткнень з рухомих поршнем змінюють свою кінетичну енергію. Якщо поршень рухається назустріч молекулам, він передає молекулам у момент зіткнень частину своєї механічної енергії. (Пригадайте, у механіці ми розглядали задачі на пружну взаємодію тіл і розв'язували їх, застосовуючи закони збереження імпульсу та енергії.) У результаті збільшується кінетична енергія руху молекул, а отже, і температура газу. Таким чином механічна робота, яку виконує поршень, перетворюється у внутрішню енергію газу. Кажуть, що зовнішні сили виконують роботу A' .

Стиснутий газ, тиск якого більший за зовнішній, буде розширюватись. Молекули газу, що розширюється, зіткнувшись з поршнем, який віддаляється, зменшують свої швидкості, внаслідок чого газ охолоджується. Таким чином, газ виконує роботу A за рахунок зменшення своєї внутрішньої енергії.

Під час стискання або розширення змінюється й середня потенціальна енергія взаємодії молекул, оскільки при цьому змінюється середня відстань між ними.

Обчислення роботи газу. Виконання роботи в термодинаміці пов'язане зі зміною об'єму термодинамічної системи. Зручніше обчислити не A' – роботу сили \vec{F}' , що діє на газ з боку зовнішнього тіла (поршня), а A – роботу, яку виконує сам газ, діючи на поршень із силою \vec{F} . Згідно з третім законом Ньютона $\vec{F}' = -\vec{F}$.

Модуль сили, яка діє з боку газу на поршень, $F = pS$, де p – тиск газу, а S – площа поршня.



Мал.241 . До обчислення роботи газу під час розширення (а) та стискання (б)

Нехай газ розширюється (мал. 241, а) і поршень пересувається в напрямку дії сили \vec{F} на малу відстань $\Delta h = h_2 - h_1$. Якщо переміщення мале, то тиск газу можна вважати сталим ($p = \text{const}$). Робота газу $A = F\Delta h = pS(h_2 - h_1) = p(Sh_2 - Sh_1)$. Оскільки $Sh_1 = V_1$ – початковий об'єм газу, а $Sh_2 = V_2$ – кінцевий, роботу газу можна записати через зміну об'єму газу: $A = p\Delta V = p(V_2 - V_1)$.

Розширюючись газ виконує додатну роботу, оскільки напрям сили і напрям переміщення поршня збігаються. Розширюючись, газ передає енергію навколишнім тілам.

Якщо газ стискається (мал. 241, б), тобто поршень пересувається у протилежному до сили \vec{F} напрямку, то робота газу визначається так само, але тепер $A < 0$, бо $V_1 > V_2$.

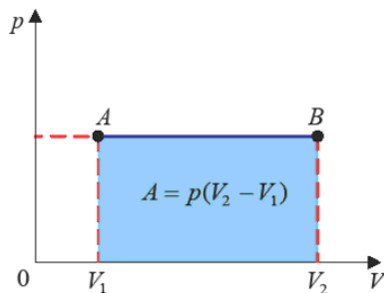
Робота A' , яку виконують зовнішні сили над газом, відрізняється від роботи газу A лише знаком: $A' = -A$, оскільки $\vec{F}' = -\vec{F}$, а переміщення поршня є тим самим.

Робота зовнішніх сил, що діють на газ, дорівнює $A' = -A = -p\Delta V$.

Під час стискання $V_1 > V_2$, тобто $\Delta V < 0$, і робота зовнішніх сил додатна, $A' > 0$, напрям сили і переміщення збігаються. Виконуючи над газом додатну роботу, зовнішні тіла передають йому енергію. Під час розширення, навпаки робота зовнішніх сил від'ємна, адже тепер напрям сили і переміщення протилежні.

Отримані вирази для обчислення роботи правильні не тільки для стискування чи розширення газу в циліндрі, а й за *малої зміни об'єму* будь-якої термодинамічної системи. Якщо ж процес ізобарний, ці формули можна застосовувати і для більших змін об'єму.

Графічний метод обчислення роботи. На мал. 242 зображено процес ізобарного розширення газу в координатах p, V . Легко помітити, що для обчислення роботи газу достатньо визначити площу фігури під лінією графіка у цих координатах.

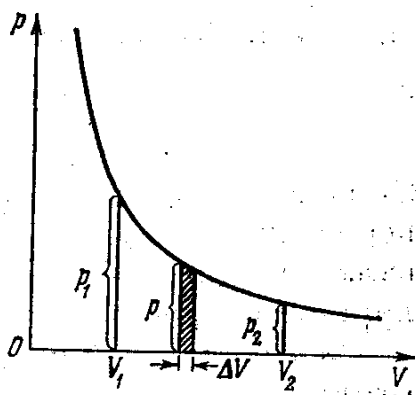


Мал. 242. Робота газу дорівнює площі прямокутника V_1ABV_2

Якщо процес ізохорний, робота термодинамічної системи $A = 0$, адже $V = \text{const}$.

Робота дорівнює площі фігури під графіком і для інших процесів, якщо вони зображені в координатах p, V . Наприклад, розглянемо графік ізотермічного процесу (мал. 243). ΔV відмінне від нуля, отже газ виконує роботу. Але формулу $A = p\Delta V$ використовувати не можна, оскільки її виведено для сталого тиску, а в ізотермічному процесі тиск змінюється. Якщо ж взяти такий малий приріст об'єму ΔV , за якого зміною тиску можна знехтувати, то можна використовувати цю формулу. Таким чином, розбиваючи інтервал $V_2 - V_1$ на малі інтервали ΔV , можна на кожному з них

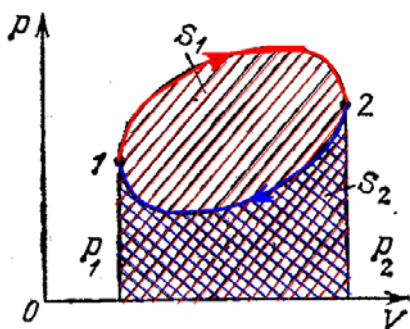
обчислювати елементарну роботу ΔA . Повну роботу газу при ізотермічному процесі можна визначити як суму елементарних робіт ΔA . Це означає, що робота дорівнює площі фігури, обмеженої віссю абсцис, двома ординатами p_1 та p_2 та ізотермою.




Мал. 243. Графічне обчислення роботи газу в ізотермічному процесі

Можна довести, що робота газу при будь-якому процесі дорівнює площі фігури, обмеженої двома ординатами, віссю абсцис і графіком цього процесу в координатах p, V .

Обчислимо роботу газу, що виконується під час замкненого циклу (мал. 244). При переході $1 \rightarrow 2$ робота газу A_{1-2} дорівнює площі S_1 фігури, утвореної віссю абсцис, двома ординатами p_1 та p_2 та кривою $1-2$. Ця робота додатна, оскільки об'єм газу збільшується. При переході $2 \rightarrow 1$ робота газу A_{2-1} дорівнює площі S_2 фігури, утвореної віссю абсцис, двома ординатами p_1 та p_2 та кривою $2-1$. Ця робота від'ємна, оскільки об'єм газу зменшується. Таким чином робота газу за цикл дорівнює: $A = A_{1-2} - A_{2-1} = S_1 - S_2$.



Мал.244. Обчислення роботи замкненого циклу

 **Фізичний зміст універсальної газової сталої.** Зміна об'єму за сталого тиску супроводжується зміною температури тіла. Якщо у циліндрі під поршнем (мал. 241) міститься $\nu=1$ моль ідеального газу, то робота під час його ізобарного нагрівання

$A_M = p\Delta V_M$. Згідно з рівнянням Менделєєва–Клапейрона $p\Delta V_M = R\Delta T$ або $A_M = R\Delta T$. З одержано рівності видно, що при $\Delta T = 1\text{К}$, $R = A_M$. Отже, фізичний зміст універсальної газової сталої такий: універсальна газова стала R чисельно дорівнює роботі ізобарного розширення одного моля ідеального газу під час нагрівання його на 1 К.

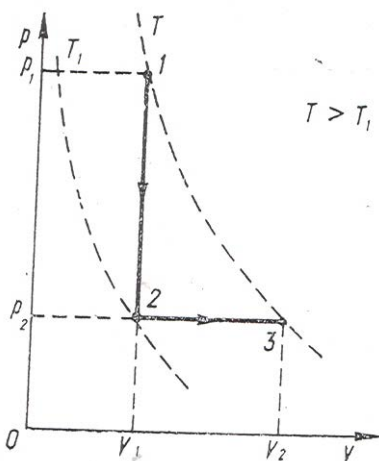
Дайте відповіді на запитання

1. Чим відрізняється робота, що виконується зовнішніми тілами над газом, від роботи газу над зовнішніми тілами?
2. Чи виконується робота у процесі ізобарного стиснення або розширення газу?
3. Чому газ під час стиснення нагрівається?
4. Чому дорівнює робота газу під час ізохорного процесу?
5. Поясніть, як графічно визначають роботу ізобарного розширення газу? ізотермічного розширення газу?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Ідеальний газ масою m , який мав температуру T , охолоджується ізохорно так, що його тиск зменшується в n раз. Потім газ розширюється під сталим тиском. У кінцевому стані температура газу дорівнює початковій. Визначити виконану газом роботу. Вважати, що молярна маса газу відома і дорівнює M .

Дано:	Розв'язання:
m	Для наочності побудуємо графік процесу в координатах p, V (мал. 245). Суцільною лінією $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3$ зображено процес в газі. Пунктирними лініями проведено ізотерми. За умовою кінцева температура дорівнює початковій, отже точки 1 і 3 лежать на одній ізотермі.
T	
n	
M	
A —?	



Мал. 245.

За умовою перехід із стану 1 в стан 2 – ізохорне охолодження, $V = \text{const}$, отже газ роботи не виконує; із стану 2 в стан 3 – ізобарне розширення, отже

$$A = p_2(V_2 - V_1) = \frac{m}{M} R(T_2 - T_1).$$

Температуру T_1 визначимо із рівняння ізохорного процесу: $\frac{p_1}{p_2} = \frac{T}{T_1} = n$, звідки

$$T_1 = \frac{T}{n}. \text{ Тоді виконана газом робота } A = \frac{m}{M} RT \frac{n-1}{n}.$$

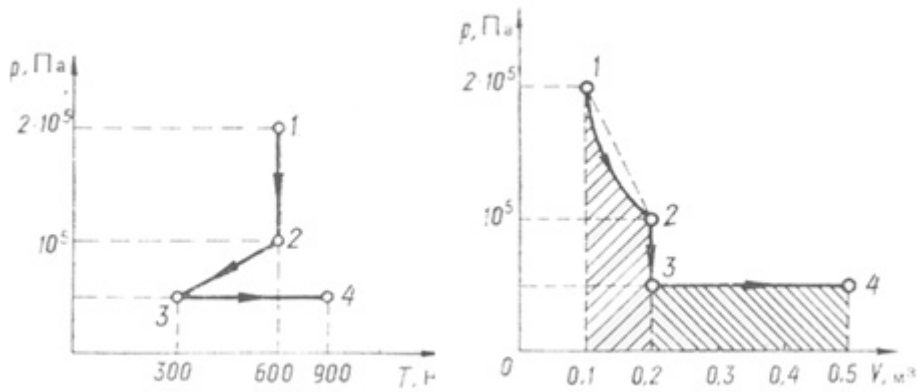
Відповідь: $A = \frac{m}{M} RT \frac{n-1}{n}.$

Задача 2. 4 молі газу здійснюють процес, зображений на мал. 246, а. На якій ділянці робота газу максимальна?

Розв'язання

Накреслимо графік цього процесу в координатах p, V (мал. 246, б). Для цього визначимо об'єм газу в точках 1, 2, 3 і 4.

$$V_1 = \nu \frac{RT_1}{p_1}, \quad V_1 = 0,1 \text{ м}^3, \quad V_2 = 2 V_1, \quad V_2 = 0,2 \text{ м}^3, \quad V_3 = V_2 \text{ і } V_4 = 0,5 \text{ м}^3.$$

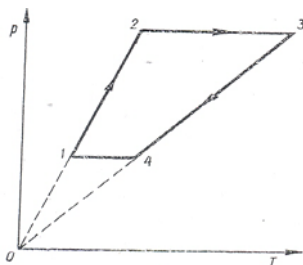


Мал. 246

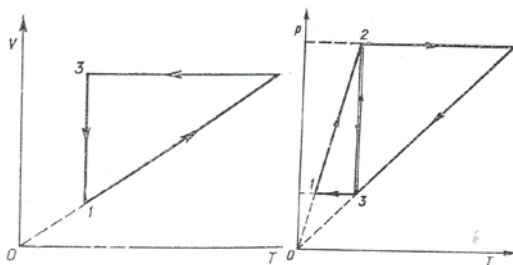
З мал. 246, б видно, що на ділянці 2→3 робота не виконується, оскільки процес ізохорний. Отже, $A_{2-3}=0$. На ділянці 3→4 (ізобарний процес) робота визначається площею відповідного прямокутника: $A_{3-4}=p_3(V_4 - V_3)$, $A_{3-4}=15$ кДж. Ізотермічний процес відповідає ділянці 1→2. Площа, обмежена ізотермою 1→2, менша за площу трапеції 1-2- V_2 - V_1 . А площа трапеції дорівнює 15 кДж, тобто вона дорівнює площі прямокутника, що відповідає ділянці 3→4. Таким чином, $A_{1-2}<A_{3-4}$; $A_{2-3}=0$. Отже, робота газу найбільша на ділянці 3→4.

Вправа 48

1. Визначити внутрішню енергію U гелію, що заповнює аеростат об'ємом $V = 60 \text{ м}^3$ при тиску $p = 100 \text{ кПа}$.
2. У результаті зменшення об'єму одноатомного газу в 3,6 раза його тиск збільшився на 20 %. У скільки разів змінилася внутрішня енергія?
3. Який тиск одноатомного газу, що займає об'єм 2 л, якщо його внутрішня енергія дорівнює 300 Дж?
4. Обчислити збільшення внутрішньої енергії 2 кг водню у результаті підвищення його температури на 10 К.





Мал. 247.




Мал. 248

Мал. 249

5.  З 2 молями ідеального газу здійснюють замкнений цикл (мал. 247). Яку роботу виконує газ, якщо $\frac{p_2}{p_1} = 5$, $\frac{T_4}{T_1} = 2$ і $T_1=280 \text{ К}$?

6.  З певною кількістю ідеального газу здійснюють замкнений цикл $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 1$ (мал. 248). Визначити, на яких стадіях процесу газ одержував, а на яких віддавав енергію. Побудувати графік процесу в координатах p, V .

7.  З ідеальним газом проводять два цикли: $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \rightarrow 1$ і $3 \rightarrow 2 \rightarrow 4 \rightarrow 3$ (мал. 249). У якому з них газ виконує більшу роботу?

§ 73. Перший закон термодинаміки

Перший закон термодинаміки. У середині XIX ст., Дж. Джоуль (1818–1889), Ю. Майєр (1814–1878) і Г. Гельмгольц (1821–1894), спираючись на проведені дослідів, встановили закон, згідно з яким *кількість енергії в природі незмінна, вона лише переходить від одних тіл до інших або перетворюється з одного виду в інший*. Це твердження, як ми вже знаємо, називають *законом збереження і перетворення енергії*. Цей закон універсальний і може бути застосованим до всіх явищ природи.

Закон збереження і перетворення енергії, поширений на теплові явища, називають *першим законом термодинаміки*. Перший закон термодинаміки має загальний характер і застосовується до будь-яких без винятку явищ природи: механічне переміщення із тертям, нагрівання тіл, проходження електричного струму, світлові явища, радіоактивні перетворення хімічних елементів тощо. Всі наведені приклади супроводжуються виконанням роботи чи теплопередачею.

У загальному випадку під час переходу системи (газу) з одного стану в інший внутрішня енергія змінюється одночасно і за рахунок виконання роботи, і за рахунок передавання теплоти. Для такого випадку *перший закон термодинаміки* має вигляд:

$\Delta U = Q + A'$ – зміна внутрішньої енергії системи ΔU у випадку переходу її з одного стану в інший дорівнює сумі роботи зовнішніх сил A' і кількості теплоти Q , переданої системі.

Враховуючи, що $A = -A'$, перший закон термодинаміки можна записати і у такому вигляді:

$Q = \Delta U + A$ – передана системі кількість теплоти частково йде на збільшення її внутрішньої енергії і частково на виконання системою роботи над зовнішніми тілами.

Історично встановлення цього закону було пов'язане із спробами створення машини, яка б нескінченно довго виконувала роботу без надходження теплоти ззовні. В

термодинаміці таку машину називають «вічним» двигуном першого роду. Оскільки у цьому випадку $Q = 0$, то $A = -\Delta U$, тобто робота може виконуватись лише за рахунок зменшення внутрішньої енергії. З першого закону термодинаміки випливає неможливість побудови «вічного» двигуна першого роду – оскільки неможливо нескінченно довго виконувати роботу за рахунок скінченної кількості внутрішньої енергії якоїсь системи.

Застосування першого закону термодинаміки до ізопроцесів ідеального газу. З'ясуємо, якого вигляду набуває формула першого закону термодинаміки для різних ізопроцесів в ідеальному газі.

Якщо $T = \text{const}$ (*ізотермічний процес*) внутрішня енергія системи не змінюється ($\Delta U = 0$). Уся передана газу кількість теплоти витрачається на виконання газом роботи над зовнішніми тілами. Отже, $Q = A$.

У *ізохорному процесі* об'єм газу не змінюється, отже $A = 0$. Тоді згідно з першим законом термодинаміки $Q = \Delta U$ – вся підведена до газу кількість теплоти витрачається на збільшення його внутрішньої енергії.

У *ізобарному процесі* кількість теплоти Q , передана газу за сталого тиску, витрачається на зміну його внутрішньої енергії і на виконання ним роботи над зовнішніми тілами. Формула зберігає свій загальний вигляд $Q = \Delta U + A$.

Згідно з першим законом термодинаміки для збільшення внутрішньої енергії газу на одну і ту ж величину, а відповідно і для підвищення на одну і ту ж величину температури газу слід затратити різну кількість теплоти залежно від роботи, яку виконує газ. Тому питома теплоємність газу за постійного об'єму c_v , коли процес нагрівання не супроводжується виконанням роботи менша, ніж його питома теплоємність за постійного тиску c_p , коли газ виконує роботу.

Дайте відповіді на запитання

1. Як записують і формулюють перший закон термодинаміки?
2. Як записується перший закон термодинаміки для ізотермічного, ізохорного, ізобарного процесів?

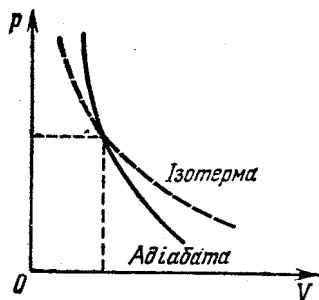
§ 75. Адіабатний та політропний процеси

Адіабатний процес. З першого закону термодинаміки випливає можливість процесу в якому $Q = 0$. Цей процес має важливе практичне значення і називається *адіабатним процесом*.

Адіабатний процес – це процес, що відбувається в теплоізольованій системі (без обміну енергією із зовнішніми тілами).

Перший закон термодинаміки для адіабатного процесу має вигляд $\Delta U = A'$, оскільки $Q = 0$, змінити внутрішню енергію системи можна лише за рахунок виконання над нею роботи. Або через роботу зовнішньої сили $\Delta U = -A$, тобто у адіабатному процесі система може виконувати роботу над зовнішніми тілами тільки за рахунок своєї внутрішньої енергії.

Графік адіабатного процесу у координатах p і V зображено на мал. 250. Для порівняння на цьому ж малюнку зображено ще й ізотерму для цієї самої маси ідеального газу.



Мал. 250. Адіабата та ізотерма

За допомогою формули $p = nkT$, неважко пояснити, чому адіабата крутіша від ізотерми. При ізотермічному стисканні тиск газу зростає за рахунок збільшення концентрації молекул, а при адіабатному – ще й за рахунок збільшення температури.

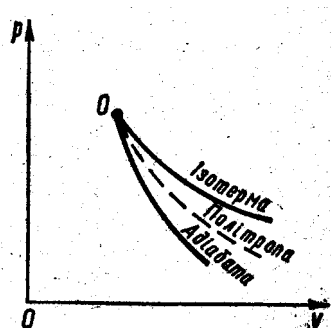
Звичайно, неможливо оточити систему оболонкою, що абсолютно не пропускає тепло, але іноді можна вважати реальні процеси дуже близькими до адіабатних. Для цього вони мають здійснюватися так швидко, щоб за час процесу не відбулося теплообміну. Тому будь-який газ при швидкому стисканні нагрівається, а при швидкому розширенні – охолоджується. Це можна продемонструвати на такому досліді (мал. 240, § 71). Візьмемо скляний балон з вузькою шийкою, наллємо в нього трохи води і закупоримо пробкою, з'єднаною з насосом. За допомогою насоса будемо швидко накачувати повітря в балон. Вода в бутлі зникне, отже температура повітря в бутлі підвищилась. Якщо нагнати повітря в балон до такого тиску, що газ виштовхне пробку, то можна помітити, що в бутлі утворюється туман. Це пояснюється тим, що повітря, швидко розширюючись, охолоджується.

Нагрівання повітря від швидкого стискання застосовується у двигунах Дізеля.

Коли працюють потужні компресори, які стискають повітря, температура повітря настільки підвищується, що доводиться спеціально охолоджувати циліндри. Адіабатичне охолодження газу під час їх розширення використовують у машинах для зрідження газів.



Політропний процес. Ізотермічний і адіабатичний процеси є ідеальними. У природі ж відбувається процес, що є ніби проміжним між ізотермічним й адіабатним – теплообмін існує, але не повний. Такий процес називається **політропним**. Графік політропи лежить між ізотермою та адіабатою (мал. 251).



Мал. 251. Політропа, ізотерма та адіабата

Дайте відповіді на запитання

1. Який процес називають адіабатним? Політропним?
2. За яких умов здійснюється адіабатний процес?
3. Наведіть приклади адіабатних та політропних процесів.
4. Який газ – одно- чи багатоатомний – охолоджується швидше під час адіабатного розширення? З'ясуйте причину.

Приклади розв'язування задач

Задача. 10 г кисню перебуває під тиском $3 \cdot 10^5$ Па за температури 10°C . Після нагрівання при постійному тиску газ зайняв об'єм 10 л. Визначити кількість теплоти, яку одержав газ, зміну внутрішньої енергії і роботу, виконану газом під час розширення.

Дано:

$$m = 10^{-2} \text{ кг}$$

$$T_1 = 283 \text{ К}$$

$$p = 3 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$$V_2 = 10^{-2} \text{ м}^3$$

$$Q - ?$$

$$\Delta U - ?$$

$$A - ?$$

Розв'язання

З рівняння Менделєєва–Клапейрона $pV_1 = \frac{m}{M}RT_1$ визначаємо початковий об'єм газу

$$V_1 = \frac{m}{M} R \frac{T_1}{p}, V_1 = \frac{10 \cdot 10^{-3} \text{ кг} \cdot 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \cdot 283 \text{ К}}{32 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{моль}} \cdot 3 \cdot 10^5} = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3.$$

Робота розширення газу $A = p(V_2 - V_1)$,

$$A = 3 \cdot 10^5 \text{ Па} (10 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 - 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3) = 2,26 \cdot 10^3 \text{ Дж}.$$

Для визначення кількості теплоти, одержаної газом, потрібно спочатку визначити кінцеву температуру. З закону Гей-Люссака $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ знаходимо $T_2 = T_1 \frac{V_2}{V_1}$,

$$T_2 = 283\text{K} \frac{10\text{м}^3}{2,45 \cdot 10^{-3}\text{м}^3} = 1155\text{K}.$$

Тоді кількість одержаної газом теплоти $Q = cm(T_2 - T_1)$,

$$Q = 0,92 \cdot 10^3 \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}} (1155\text{K} - 283\text{K}) = 8,02 \cdot 10^5 \text{Дж}.$$

Зміну внутрішньої енергії визначимо із першого закону термодинаміки $\Delta U = Q - A$,
 $\Delta U = 8,02 \cdot 10^5 \text{Дж} - 2,26 \cdot 10^5 \text{Дж} = 5,76 \text{Дж}.$

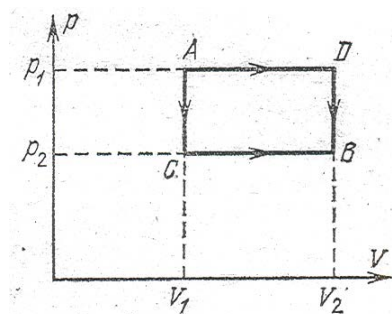
Відповідь: $8,02 \cdot 10^5 \text{Дж}$; $5,76 \text{Дж}$; $2,26 \cdot 10^5 \text{Дж}$

Вправа 49

1. Яка частина кількості теплоти, наданої одноатомному газу в ізобарному процесі, витрачається на збільшення внутрішньої енергії і яка частина – на виконання роботи?


2. Маса $m = 6,5$ г водню, температура якого становить $t = 27^\circ\text{C}$, розширюється вдвічі при $p = \text{const}$ за рахунок теплоти, яка надходить ззовні. Визначити роботу A розширення газу, зміну ΔU внутрішньої енергії газу і кількість теплоти Q , наданої газу.


3. У вертикально розташованому циліндрі, який має площу основи 1дм^2 , під поршнем масою 10кг , що ковзає без тертя, міститься повітря. Під час ізобарного нагрівання повітря поршень піднявся на 20см . Яку роботу виконало повітря, якщо зовнішній тиск дорівнює 100кПа ?



Мал. 252

4. Певна маса кисню займає об'єм $V_1 = 3 \text{л}$ при температурі $t_1 = 27^\circ\text{C}$ і тиску $p_1 = 820 \text{кПа}$ (мал. 252). В іншому стані газ має параметри $V_2 = 4,5 \text{л}$ і $p_2 = 600 \text{кПа}$. Визначити кількість теплоти Q , одержану газом, роботу A , виконану газом під час розширення і зміну ΔU внутрішньої енергії газу при переході із першого стану в другий а) шляхом ACB , б) шляхом ADB .

5.  Температуру газу, що має масу m та молярну масу M , підвищують на ΔT одного разу за сталого тиску, а другого – за сталого об'єму. На скільки відрізняються надані газу кількості теплоти Q_p , Q_V та питомі теплоємності c_p , c_V за постійного тиску та постійного об'єму?

6.  Тіло масою 1 кг вільно падає з висоти 2 м і потрапляє в циліндр на легкорухомий невагомий поршень. У результаті цього повітря, що перебуває в циліндрі під поршнем, дуже швидко стискається. Зміна температури повітря при стисканні становить 90 °С. Скільки повітря міститься під поршнем.

§ 75. Напрямок теплових процесів. Другий закон термодинаміки

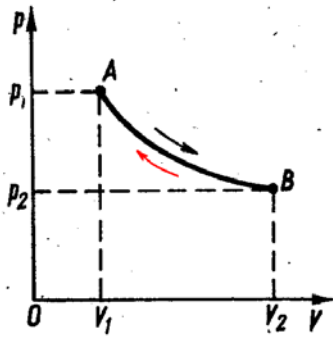
Оборотні та необоротні процеси. Закон збереження і перетворення енергії стверджує, що кількість енергії за будь-яких її перетворень незмінна, але нічого не говорить про те, які енергетичні перетворення можливі. Однак, багато процесів, цілком допустимих з погляду закону збереження енергії, ніколи не відбуваються насправді. Наприклад, нагріте тіло, поступово охолоджуючись, передає свою енергію холоднішим тілам, які його оточують. А от зворотний процес передавання теплоти від холодного тіла до гарячого самовільно відбуватися не може. Кількість таких прикладів можна навести безліч.

На основі багатовікових спостережень за явищами природи у людини склалося уявлення про спрямованість процесів. Умовно їх можна поділити на два класи:

1) *природні*, які «самі по собі» прямують до рівноважного стану, що відповідає мінімальному значенню потенціальної енергії. Наприклад, перехід тепла від більш нагрітого тіла до менш нагрітого, вирівнювання тисків, падіння тіла тощо.

2) *штучні*, які «самі по собі» відбуватись не можуть. Наприклад, перетворення теплоти у роботу, створення різниці тисків, піднімання тіла тощо.

Поділ процесів на природні й штучні тісно пов'язаний у термодинаміці з поняттям про оборотні й необоротні процеси. Але при цьому слід мати на увазі, що поняття оборотного і необоротного процесів стосується винятково процесів, які відбуваються в ізольованій системі. Якщо ізольована система переходить із стану A в стан B , а потім знову повертається назад (мал. 253), то при цьому слід розрізняти два випадки.



Мал. 253. Прямий і зворотний процеси

- 1) Система може повернутись із стану B у стан A в результаті процесу, що не залишає ніяких змін у навколишньому середовищі; в цьому разі ми називаємо процес *оборотним*.
- 2) Повернення системи в стан A не можливе без того, щоб у навколишньому середовищі не відбулось якихось змін; тоді процес AB називають *необоротним*.

Усі процеси в природі необоротні, оскільки вони супроводжуються теплопровідністю, випромінюванням, тертям тощо.

Можна дати ще й таке визначення оборотного процесу: оборотним процесом називається процес, який допускає можливість такого повернення системи у вихідний стан, щоб у цьому зворотному процесі вона пройшла через ті самі проміжні стани, що й у прямому процесі. Це можливо лише тоді, коли система проходить через *рівноважні стани*, тобто оборотний процес має бути рівноважним. Строго кажучи, рівноважними можуть бути лише ті процеси, які відбуваються нескінченно повільно.

Часто процеси, близькі до оборотних, створюють штучно. Якщо наприклад, газ, який міститься в циліндрі, стискається і розширюється швидко, то цей процес буде необоротним, бо система в прямому і зворотному напрямках проходить через різні стани. Якщо ж процес стискання і розширення проходить настільки повільно, що у будь-який момент часу параметри системи в усіх її точках будуть однаковими, можна вважати, що газ переходить від одного стану рівноваги до іншого. Такий процес можна наближено вважати оборотним.

Другий закон термодинаміки. Напрямок можливих енергетичних перетворень вказує **другий закон термодинаміки**. Він підтверджує необоротність процесів у природі і був сформульований на основі дослідних фактів Клаузіусом у 1850 році:

Не можливо перевести теплоту від більш холодної системи до більш гарячої, якщо не відбувається інших одночасних змін в обох системах або тілах, які їх оточують.

Є ще ряд формулювань другого закону.

Формулювання Пуанкаре: *не можливо привести в дію теплову машину за допомогою лише теплового резервуара.*

Формулювання М.Планка: *не можливо побудувати періодично діючу машину, вся діяльність якої зводиться до підняття тягаря й охолодження теплового резервуара.*

Формулювання В.Томсона (лорда Кельвіна): *не можливо здійснити такий періодичний процес, єдиним результатом якого буде виконання роботи за рахунок теплоти, відібраної у нагрівника.*



Поняття ентропії. Необхідність формулювання другого закону термодинаміки кожний раз по новому, пристосовуючи його зміст до конкретного процесу, не могла задовольнити вчених. Тоді Клаузіусом у 1854 р. був введений у термодинаміку новий параметр, який назвали ентропія (від грец. «ентропе», що означає поворот, перетворення). Змістовий переклад терміну «ентропія» – спрямована всередину, недоступна до дальшого перетворення.

Ентропією називають фізичну величину, що як і внутрішня енергія, характеризує стан системи (тіла). Ентропію позначили літерою S , а її зміну ΔS . У загальному випадку цей термін визначає напрям процесу: якщо в системі в стані A ентропія менша, ніж в стані B , то система з A в B може перейти самочинно. Якщо ж A має більшу ентропію, ніж B , то система з A в B самочинно ніяким способом перейти не може, навіть тоді, коли A і B мають однакові енергії.

Тепер **другий закон термодинаміки** можна сформулювати єдиним для всіх процесів чином:

Всі природні переходи і процеси в ізольованих системах супроводжуються зростанням ентропії системи.

Дайте відповіді на запитання

1. Який процес називають оборотним? необоротним?
2. У чому полягає фізичний зміст другого закону термодинаміки? Які існують формулювання цього закону?
3. Що таке ентропія?

§ 76. Принцип дії теплових двигунів. Цикл Карно

Принцип дії теплових двигунів. Коефіцієнт корисної дії теплового двигуна.

Запаси внутрішньої енергії в земній корі й океанах можна вважати практично не обмеженими. Але володіти запасами енергії ще недостатньо, необхідно вміти за рахунок енергії приводити в рух верстати, засоби транспорту, машини, обертати ротори генераторів електричного струму тощо. Людству потрібні двигуни, тобто пристрої, здатні виконувати роботу. Більша частина двигунів на землі – теплові двигуни, тобто пристрої, які перетворюють внутрішню енергію палива в механічну енергію.

Тепловими двигунами називають машини, в яких відбувається перетворення внутрішньої енергії палива у механічну.

Різні за конструкціями та призначенням перші парові машини розробили англійці Т.Севері (1698 р.), Т. Ньюкомен (1705 р.), Д.Уаат (1774 р.), француз Д.Папен (1707 р.), росіянин І.І. Ползунов (1763 р.). У 1860 р. французький винахідник Ленуар сконструював перший двотактний двигун внутрішнього згорання. У 1876 р. німець Н.Отто розробив чотиритактний двигун.

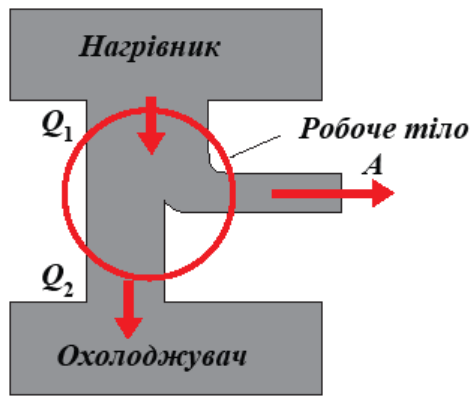
Незважаючи на різноманітність видів теплових двигунів, усі вони мають спільний принцип дії. У роботі двигунів можна виокремити такі загальні ознаки:

1. У будь-якому тепловому двигуні відбувається перетворення енергії палива в механічну енергію. При цьому енергія палива сперш перетворюється у внутрішню енергію газу (чи пари), що мають високу температуру.

2. Для роботи теплового двигуна потрібні нагрівник, охолоджувач і робоче тіло (газ чи пара). У процесі роботи теплового двигуна робоче тіло забирає від нагрівника певну кількість теплоти Q_1 і перетворює частину цієї теплоти в механічну енергію, а не перетворену частину теплоти Q_2 передає охолоджувачу. За законом перетворення і збереження енергії $Q_1 = Q_2 + A$.

3. Робота будь-якого теплового двигуна полягає у повторюванні циклів зміни стану робочого тіла. Кожен цикл складається із 1) отримання енергії від нагрівника, 2) робочого ходу (розширення робочого тіла і перетворення частини отриманої ним енергії у механічну), 3) передавання невикористаної частини енергії охолоджувачу.


Схематично принцип дії теплової машини зображено на мал. 254.



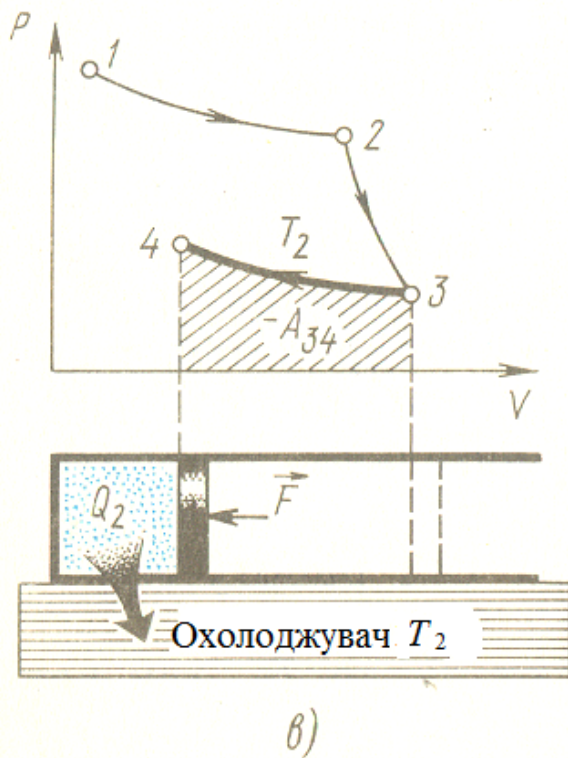
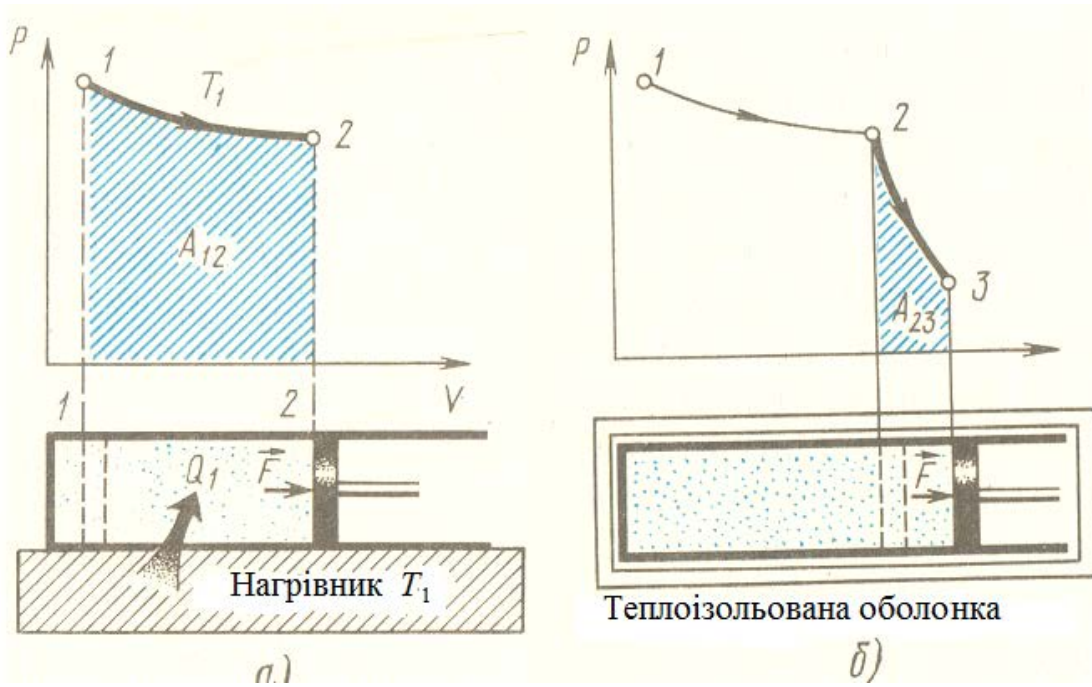
Мал. 254. Схема дії теплового двигуна

Неможливість повного перетворення внутрішньої енергії газу у роботу зумовлена необоротністю теплових процесів у природі. Корисна робота, яку виконує двигун, $A = Q_1 - Q_2$, де Q_1 – кількість теплоти, яку отримало робоче тіло від нагрівника; Q_2 – кількість теплоти, віддана охолоджувачу.

Коефіцієнт корисної дії (ККД) для будь-якої теплової машини дорівнює відношенню корисно використаної енергії до затраченої енергії, $\eta = \frac{A}{Q_1}$ або $\eta = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$.

 **Цикл Карно. Принцип дії ідеального теплового двигуна.** У 1824 р. французький інженер Саді Карно розробив цикл, вивчення якого відіграло вирішальну роль у розвитку теорії теплових машин. На основі цього циклу було з'ясовано, від чого залежить коефіцієнт корисної дії теплових машин. Такий цикл роботи теплового двигуна найвигідніший. Його називають *циклом Карно*.

Розглянемо цикл Карно. Газ, поміщений у теплопровідний циліндр із рухомим поршнем, приведемо в контакт з нагрівником, що має температуру T_1 . При цьому газ, нагріваючись до T_1 , ізотермічно розширюватиметься, переходячи зі стану 1 в стан 2 (мал. 255, а). У результаті газ отримає від нагрівника теплоту Q_1 і виконає супроти зовнішніх сил роботу $A_{1,2} = Q_2$.



Мал. 255. Графічне зображення циклу ідеальної теплової машини

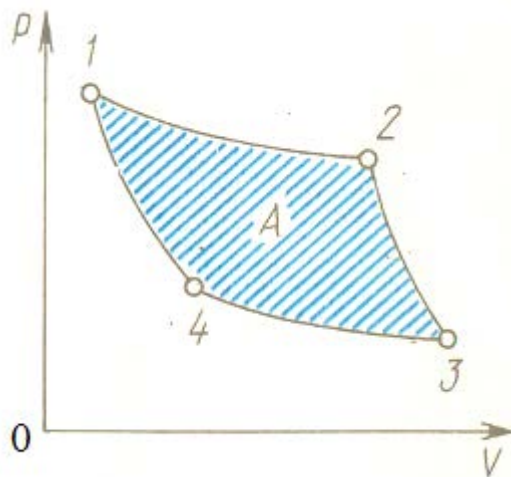
Після досягнення газом стану 2 перервемо контакт робочого тіла (газу) з нагрівником і помістимо циліндр у теплоізолювану адіабатну оболонку. Дамо газу можливість додатково адіабатно розширитись до стану 3. При цьому: 1) газ виконає супроти зовнішніх сил роботу

$A_{2,3}$ за рахунок своєї внутрішньої енергії U , 2) температура газу знизиться від T_1 до T_2 , оскільки його внутрішня енергія U зменшиться (мал. 255, б).

Після досягнення газом стану 3 приведемо його у контакт з охолоджувачем, температура якого T_2 (мал. 255, в). Газ ізотермічно стиснемо зовнішньою силою до стану 4.

Знову помістимо циліндр у теплоізольовану оболонку і газ, у результаті адіабатного стиснення, набуде вихідного стану.

Цикл роботи ідеальної теплової машини складатиметься з двох ізотерм ($1 \rightarrow 2, 3 \rightarrow 4$) і двох адіабат ($2 \rightarrow 3, 4 \rightarrow 1$) (мал. 256).



Мал.256. Графік циклу Карно

Робота A_{23} , яку виконує при адіабатному розширенні газ, дорівнює роботі зовнішніх сил A_{41} над газом при адіабатному стисканні, оскільки у першому випадку температура газу зменшується від T_1 до T_2 , а у другому – підвищується від T_2 до T_1 . Тому робота, яку виконує газ, $A=A_{12}-A_{34}$, пропорційна площі фігури, обмеженої ізотермами і адіабатами (мал. 256).


ККД оборотного циклу Карно залежить від температур нагрівника T_1 і холодильника T_2 , $\eta_{\max} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$, тут η_{\max} – максимальне значення ККД теплової машини.

З цієї формули можна зробити висновок, що збільшити ККД можна збільшуючи температуру T_1 нагрівника або зменшуючи температуру T_2 охолоджувача.

ККД теплової машини міг би дорівнювати одиниці, якби була можливість використати охолоджувач із температурою $T_2 = 0$ К. Але абсолютний нуль температури – недосяжний. Охолоджувачами для реальних теплових двигунів, переважно, є атмосферне повітря або вода за температури $T \approx 300$ К. Тому основний спосіб підвищення ККД теплових двигунів – це підвищення температури нагрівника. Але її не можна підняти вище

температури плавлення тих матеріалів, з яких виготовляється тепловий двигун. Наприклад, температура нагрівника сучасної парової турбіни наближається до 850 К і максимально можливе значення ККД становить майже 65%.

Дайте відповіді на запитання

1. Що називають тепловим двигуном?
2. Що називають нагрівником, охолоджувачем? Яка їх роль у роботі теплового двигуна?
3. Що називають робочим тілом?
4. За якою формулою визначають роботу, виконану двигуном?
5. Що називають ККД теплового двигуна?
6.  За якою формулою визначають ККД ідеальної теплової машини (ККД машини Карно)?

Приклади розв'язування задач

Задача 1. У паровій турбіні витрачається дизельне паливо масою 0,35 кг на 1 кВт·год роботи. Температура пари, що надходить у турбіну 250 °С, температура охолоджувача 30 °С. Обчисліть фактичний ККД турбіни та порівняйте його з ККД ідеальної теплової машини, що працює у тих самих температурних умовах.

Дано:

$$m=0,35 \text{ кг}$$

$$Pt=1 \text{ кВт}\cdot\text{год}=3,6\cdot 10^6 \text{ Дж}$$

$$T_1=523 \text{ К}$$

$$T_2=303 \text{ К}$$

$$\eta=? \quad \eta_{\max}=?$$

Розв'язання

$$\text{ККД реальної машини } \eta = \frac{A_{\text{к}}}{A_{\text{з}}} = \frac{A}{Q} = \frac{Pt}{qm}, \text{ де } q = 42\cdot 10^6 \text{ Дж/кг}$$

– питома теплота згорання дизельного палива.

$$\eta = \frac{3,6\cdot 10^6 \text{ Дж}}{42\cdot 10^6 \text{ Дж/кг} \cdot 0,35 \text{ кг}} = 0,24.$$

$$\text{Для ідеальної теплової машини } \eta_{\max} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}, \quad \eta_{\max} = \frac{523\text{К} - 303\text{К}}{523\text{К}} = 0,42.$$

Відповідь: $\eta=24\%$; $\eta_{\max}=42\%$.

Вправа 50

1. Температура нагрівника ідеальної теплової машини становить 117 °С, а охолоджувача 27 °С. Кількість теплоти, що її дістає машина від нагрівника за 1 с, дорівнює

60 кДж. Обчисліть ККД машини, кількість теплоти, яку забирає охолоджувач за 1 с, і потужність машини.

2. В ідеальній тепловій машині за рахунок кожного кілоджоуля енергії, що її надає нагрівник, виконується робота 300 Дж. Визначити ККД машини і температуру нагрівника, якщо температура охолоджувача 280 К.

3. У паровій турбіні витрачається 0,35 кг дизельного пального на 1 кВт · год. Температура пари, яка надходить у турбіну, дорівнює 250 °С, температура охолоджувача 30 °С. Обчислити фактичний ККД турбіни і порівняти його з ККД ідеальної теплової машини, яка працює за тих самих температурних умов.

4. Обчислити ККД тракторного двигуна, який розвиває потужність 110 кВт і витрачає за годину 28 кг дизельного палива.

5. Яку середню потужність розвиває двигун мотоцикла, якщо на швидкості руху 108 км/год витрати бензину становлять 3,7 л на 100 км шляху, а ККД двигуна 25 %? Густина бензину 700 кг/м³.

6. Міжміський автобус проїхав 80 км за 1 год. Двигун при цьому розвивав середню потужність 70 кВт, маючи ККД 25 %. Скільки дизельного пального, густина якого 800 кг/м³, зекономив водій у рейсі, якщо норма витрати пального становить 40 л на 100 км шляху?

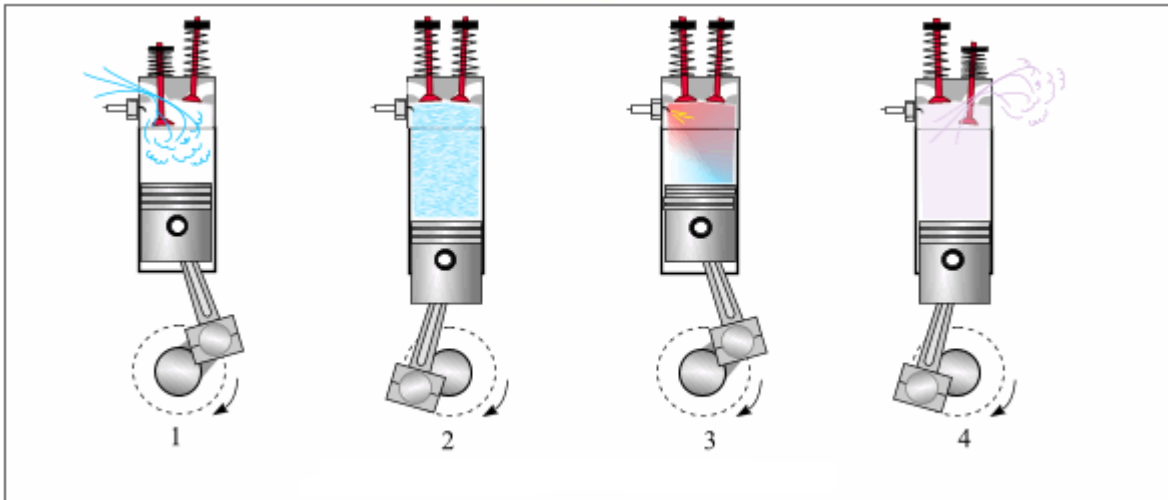
§ 77. Теплові та холодильні машини

Двигуни внутрішнього згорання. Одним із найпоширеніших видів теплової машини є двигун внутрішнього згорання (ДВЗ), який нині широко використовується в різних транспортних засобах, зокрема в автомобілях.

Розрізняють карбюраторні і дизельні (названі на честь їх винахідника, німецького інженера Р.Дізеля) двигуни внутрішнього згорання.

Розглянемо принцип дії чотиритактного двигуна внутрішнього згорання (мал.257). Основним його елементом є циліндр із поршнем, де відбувається згорання палива (звідси походить назва двигуна). Як правило, циліндрів кілька. Тому кажуть про дво-, чотири- чи восьмициліндрові двигуни тощо.

Циліндр має два отвори з клапанами – впускним і випускним. Робота ДВЗ ґрунтується на чотирьох послідовних процесах – тактах, які весь час повторюються.



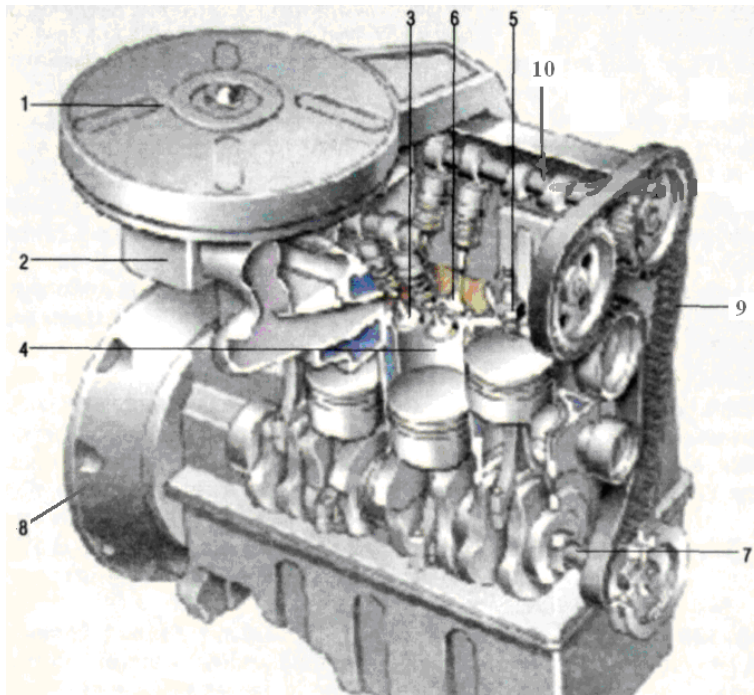
Мал. 257. Схема роботи чотиритактного ДВЗ

Перший такт – це впуск пальної суміші, що здійснюється крізь впускний клапан, коли поршень рухається вниз. Після того як поршень досягне нижньої точки, всмоктування палива припиняється і обидва клапани закриваються. Під час **другого такту**, коли поршень рухається вгору, відбувається стискання суміші, внаслідок чого її температура підвищується. У верхній точці поршня суміш запалюється іскрою від електричної свічки (у карбюраторних двигунах) або від високої температури сильно стиснутого газу (в дизельних двигунах). Суміш спалахує, внаслідок значного нагрівання газ розширюється й тисне на поршень. Сила тиску штовхає поршень донизу, відбувається **третій такт** – робочий хід, під час якого виконується робота. За допомогою спеціального з'єднання – кривошипно-шатунного механізму – рух поршня передається колінчастому валу, який з'єднано з колесами автомобіля. Виконуючи роботу, суміш розширюється й одночасно охолоджується. Після проходження поршнем нижньої точки відкривається випускний клапан і під час руху поршня вгору відбувається **четвертий такт** – випуск відпрацьованих газів. Таким чином, робочий цикл чотиритактного двигуна завершується, і згодом все починається з першого такту.


В автомобілях найчастіше використовуються чотирициліндрові двигуни внутрішнього згорання. Робота циліндрів узгоджується так, що в кожному з них по черзі здійснюється робочий хід і колінчастий вал весь час дістає енергію від одного з поршнів. На мал. 258 зображено розріз такого двигуна.

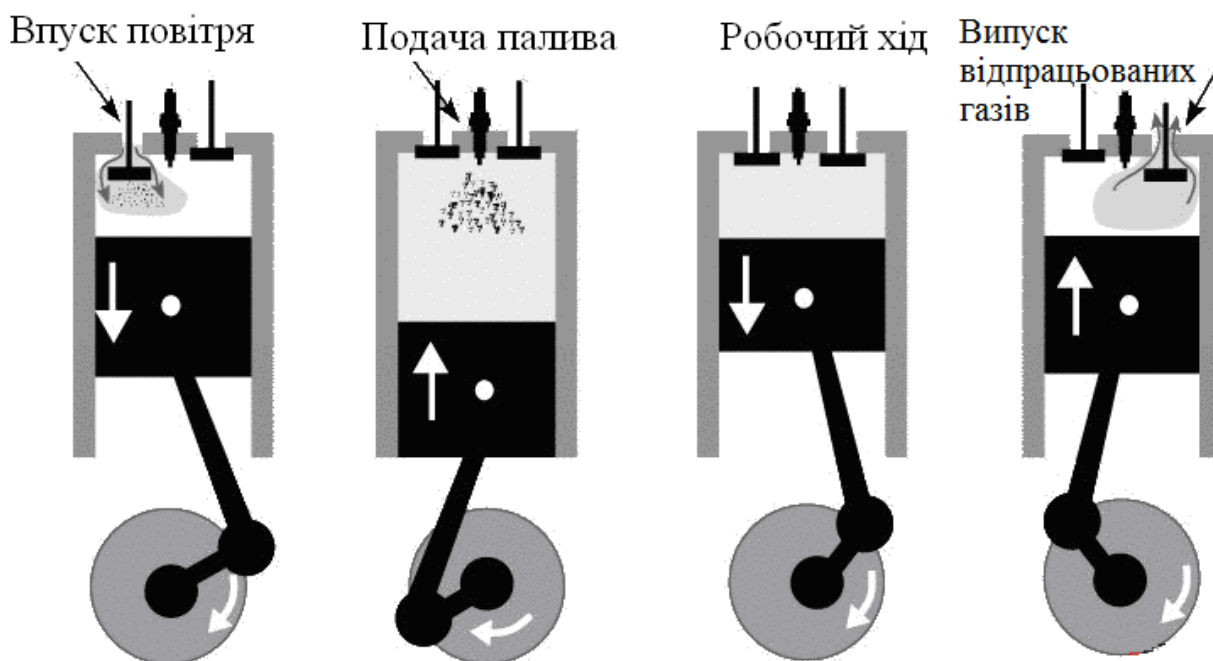
Через фільтр 1 повітря всмоктується в карбюратор 2, де змішується з бензином. Ця суміш потрапляє в циліндри через впускні клапани 3, розташовані на кожному із циліндрів 4, яка запалюється за допомогою свічки 5. Розширюючись гази штовхають поршень, а разом з ним і колінчастий вал 7 з маховиком, який розміщений у корпусі 8. Діставши сильний поштовх, маховик потім продовжує обертатись за інерцією і переміщує з'єднаний з ним

поршень у наступних тактах. Разом з ними обертаються і колеса зубчатої передачі 9, які контролюють через кулачки 10 відкриття клапанів. Відпрацьовані гази випускаються через випускні клапани 6.



Мал. 258. Розріз чотирициліндрового двигуна внутрішнього згоряння

 **Дизельний двигун.** Німецький інженер Р. Дізель у 1892 р. запропонував новий тип двигуна внутрішнього згоряння, який він побудував у 1897 р. Двигун названий на честь винахідника *дизельним двигуном*. Він одразу ж набув широкого використання як економічний і надійний, простий в обслуговуванні та експлуатації. Це також поршневий двигун (мал. 259), але тільки повітря (а не паливно-повітряна суміш) заходить у циліндр під час першого такту поршня. Поршень піднімається і стискає повітря до дуже високої температури. У цей момент насос вприскує паливо, і через високу температуру повітря, воно загоряється. Поки паливо горить, поршень опускається вниз (робочий хід).

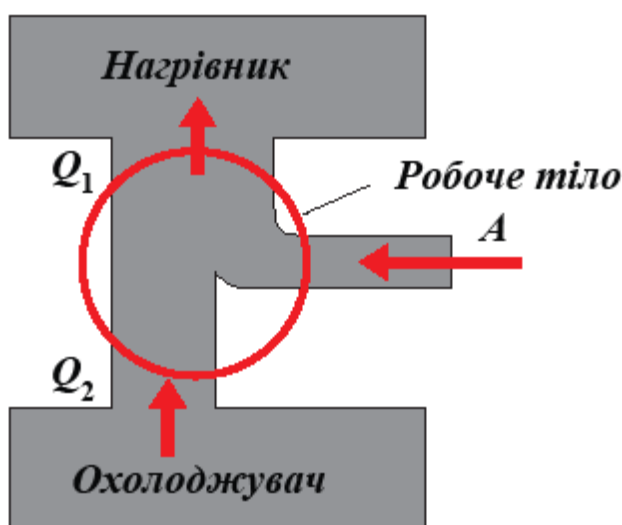


Мал. 259. Схема роботи дизельного двигуна внутрішнього згорання

Дизельний двигун відрізняється від бензинового більшою потужністю, економічністю і на даний момент більшою екологічністю.

Холодильна машина. Холодильною називають машину, яка за рахунок зовнішньої роботи здійснює передачу теплоти від тіла з нижчою температурою T_2 до тіла з вищою температурою T_1 .

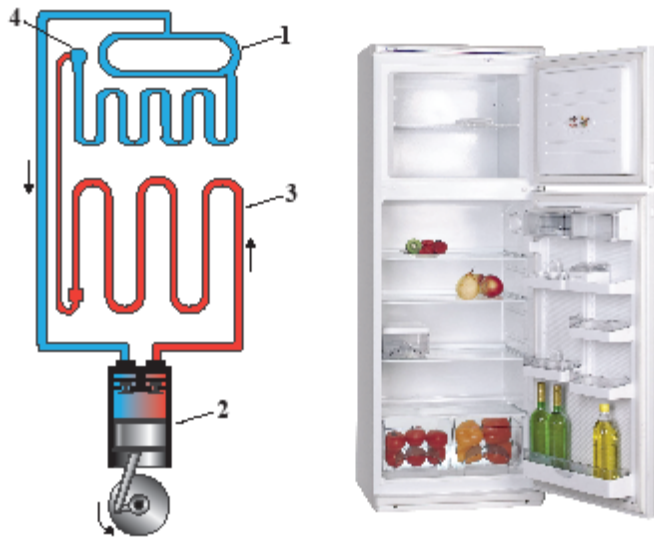
У холодильних машинах під час виконання зовнішньої роботи теплота від тіла, що охолоджується, передається в навколишнє середовище. Робоче тіло (спеціальний газ) забирає тепло Q_2 від охолоджувача (від морозильної камери і продуктів) і передає тепло Q_1 нагрівнику (кімнаті) (мал. 260).



Мал.260. Схема дії холодильної машини

Ефективність дії холодильної машини визначається холодильним коефіцієнтом, який вимірюється відношенням теплоти, відведеної в оборотному циклі від робочого тіла, до виконаної зовнішньої роботи, $\varepsilon = \frac{Q_2}{A}$. Цей коефіцієнт може бути більшим за 1. Він залежить від різниці температур нагрівника T_1 і охолоджувача T_2 .

Холодильні машини за типом робочих тіл поділяють на газові та парові.



Мал. 261. Схема парокомпресорного побутового холодильника

У домашніх умовах користуються переважно парокомпресорними холодильниками, що складаються з двох трубчастих змійовиків і компресора (мал. 261). Змійовик 1 разом із розширювальною трубкою 4 і реле з біметалевою пластиною, яка періодично вмикає компресор, розміщені в морозильній камері. Змійовик 3 розміщений на задній стінці корпуса холодильника. Знизу закріплений компресор 2, який приводиться в рух електродвигуном.


У циліндрі компресора газ зазнає стиснення, що приводить до підвищення його температури і тиску. Частина тепла Q_1 через змійовик 3 передається кімнаті. Під час переходу з вузької частини трубки в широкую 4 газ зазнає різкого охолодження і на деякий час перетворюється у рідину, яка після відбирання кількості теплоти Q_2 від продуктів у морозильній камері знову перетворюється у газ. За низького тиску газ нагнітається у циліндр компресора, де знову виконується робота A стискання газу і все знову повторюється.

До холодильних машин належать і кондиціонери. Наразі широко використовуються пристрої, які можуть виконувати функцію обігрівання і охолодження. Перемикачем можна змінити функцію залежно від пори року.

Спосіб обігрівання за допомогою холодильної машини, яка буде забирати тепло від атмосфери, обігриваючи приміщення, запропонував свого часу англійський фізик В. Томсон (лорд Кельвін), назвавши свій пристрій *тепловим насосом*.

Використання теплового насоса для обігрівання приміщень є економічно вигідним.

Дайте відповіді на запитання

1. Які існують види двигунів внутрішнього згорання?
2. Назвіть процеси, що відбуваються в чотиритактному двигуні внутрішнього згорання.
3.  У чому полягає відмінність дизельного двигуна внутрішнього згорання від карбюраторного?
4. Яку машину називають холодильною? Опишіть робочий цикл холодильної машини.

Найголовніше в розділі 7

Три основні положення молекулярно-кінетичної теорії (МКТ) речовини сформульовано на підставі результатів спостережень і дослідів. Для кожного із трьох положень є приклади експериментальних підтверджень.

На основі прийнятих положень МКТ речовини та експериментальних результатів досліджень газів створено МКТ газів. Для побудови цієї теорії використано модель ідеального газу. На основі цієї моделі і законів класичної механіки виведено основне рівняння МКТ газів ($p = nkT$). Його називають основним, бо з нього виводяться інші газові закони, зокрема рівняння Клапейрона–Менделєєва $pV = \frac{m}{M}RT$, частинними випадками якого є газові

закони: Бойля–Маріотта $p_1V_1 = p_2V_2$ (ізотермічний процес), Гей-Люссака $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (ізобарний процес), Шарля $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$ (ізохорний процес).

Внутрішня енергія тіла може змінюватись внаслідок теплообміну з навколишніми тілами або під час виконання над ними механічної роботи. Зміна внутрішньої енергії дорівнює сумі наданої тілу кількості теплоти і роботи, виконаної над ним (перший закон термодинаміки). У випадку ізобарної зміни стану ідеального газу підведена кількість теплоти частково витрачається на збільшення його внутрішньої енергії, а частково на виконання газом роботи ($Q = \Delta U + A$). У разі ізохорного процесу вся підведена кількість теплоти

витрачається на зміну внутрішньої енергії газу ($Q = \Delta U$), а під час ізотермічного – тільки на виконання газом роботи ($Q = A$).

У результаті узагальнення дослідних даних, що стосуються необоротних процесів, сформульовано другий закон термодинаміки: у тепловій машині, яка діє циклічно, неможливий процес, єдиним результатом якого було б перетворення в механічну роботу всієї кількості теплоти, одержаної від джерела енергії (нагрівника).