

10 СТАН РЕЧОВИНИ

Завданням молекулярної фізики є вивчення фізичних властивостей речовини в різних її агрегатних станах – твердому, рідкому та газоподібному – залежно від їх внутрішньої будови, міжмолекулярної взаємодії та особливостей руху атомів, молекул і іонів.

В основі молекулярної фізики лежить вчення про атоми, основи якого зародилися ще за кілька століть до нової ери. Згідно старогрецького філософа Демокріта (450 – 370 рр. до н. е.), речовина складається з дрібних частинок, які називали атомами. Слово “**атом**” грецького походження, що означає неподільний.

На початку XIX ст. англійський хімік і фізик Д. Дальтон (1766 – 1844) показав, що багато із закономірностей явищ природи можна пояснити, використовуючи уявлення про молекули, і науково обґрунтував молекулярну будову речовини. До початку XX ст. була остаточно створена і підтверджена великою кількістю дослідів **молекулярно-кінетична теорія будови речовини (МКТ)**.

Суть МКТ речовини полягає в наступному:

1. Будь-яка речовина складається із **молекул**. Молекула – це найменша частинка речовини, яка здатна до самостійного існування і яка зберігає хімічні властивості цієї речовини. Молекули складаються із атомів – найменших частинок хімічного елемента. При дробленні атома хімічний елемент зникає.

2. Молекули в речовині знаходяться на певних відстанях одна від одної.

3. Молекули зв’язані між собою силами міжмолекулярної взаємодії – притягання і відштовхування. Природа цих сил електромагнітна.

4. Молекули в будь-якій речовині знаходяться в безперервному безладному русі. Прямим доказом цього є броунівський рух.

5. Молекулярна система володіє кінетичною енергією, яка пропорційна квадрату її швидкості. Внутрішня енергія молекулярної системи є сумою кінетичної, потенціальної і всіляких інших (ядерної, атомної) видів енергій всіх частинок цієї системи.

Розміри атомів і молекул дуже малі. Якщо їх уявити собі як маленькі кульки, то, як буде показано нижче, їх радіус за порядком має чисельне значення $\approx 10^{-10}$ м. Проте число частинок в речовині надзвичайно велике. В 1 г води, наприклад, міститься $3,3 \cdot 10^{22}$ молекул.

Експериментально вимірювані в молекулярній фізиці величини, наприклад, тиск газу, температура, параметри дифузії, внутрішнього тертя є результатом сумарної дії великої кількості молекул. Явища, в яких бере участь велика кількість частинок (атомів, молекул, іонів), описуються законами статистики. Властивості, характерні великій кількості молекул, непритаманні для кожної із молекул зокрема (температура, параметри дифузії тощо).

Встановлено, що велика кількість молекул в макроскопічних системах обумовлює прояв нових закономірностей, які в широких межах не залежать від точних значень фізичних властивостей, якими характеризуються кожна молекула зокрема, а визначаються їх середніми значеннями. Так, наприклад, тиск газу і його температура пов’язані з середнім значенням кінетичної енергії молекул газу. Таким чином, статистика оперує середні-

ми значеннями фізичних величин, які характеризують властивості кожної із молекул.

Розділ фізики, в якому імовірнісні закономірності систем, які складаються із дуже великої кількості частинок, вивчають, виходячи із властивостей цих частинок і взаємодії між ними, називають **статистичною фізикою**. Методи статистичної фізики виявилися вдалим не тільки для опису явищ молекулярної фізики, але і для цілого ряду інших явищ: електризації, намагнічування, розсіяння і заломлення електромагнітних хвиль, для вивчення процесів, які відбуваються в атомі, атомному ядрі тощо.

Насамкінець, зауважимо, що закони статистичної фізики (статистичні закони) виражають об'єктивну необхідність в її нерозривному зв'язку з випадковістю, вони не нехтують випадковістю, а розглядають її, як форму виявлення необхідності.

§ 10.1. Атоми і молекули

Як відмічалось вище, всі речовини складаються із простих (які називають **хімічними**) елементів. Найменша частинка хімічного елемента, яка володіє ще його властивостями, називається **атомом**.

Хімічна сполука двох і більше атомів утворює **молекулу**. Це найменша частинка речовини, яка ще зберігає її хімічні властивості.

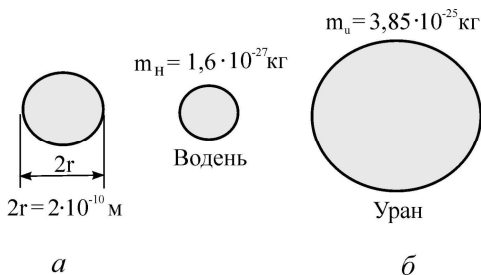


Рис. 10.1

Лінійні розміри простих атомів і молекул складають порядку 10^{-10} , а складних – набагато більше, наприклад, $43 \cdot 10^{-10}$ у молекули білка.

Атоми за своїми розмірами не мають чітких меж, тому для їх характеристики користуються уявленням про атомні радіуси (рис. 10.1, а), які дають можливість наближено оцінити міжатомні відстані в молекулах, рідинах або в твердих тілах.

Маси атомів і молекул в молекулярній фізиці прийнято характеризувати не їх абсолютними значеннями, а відносними, які називають **відотною атомною масою** A_r і **відотною молекулярною масою** M_r .

За атомну одиницю маси m_u (а. о. м.) прийнято $1/12$ маси ізотопу $^{12}_6\text{C}$:

$$m_u = 1 \text{ а. о. м.} = \frac{\text{маса ізотопу вуглецю } ^{12}_6\text{C}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.} \quad (10.1)$$

Відносна молекулярна маса або відносна маса молекули визначається формулою

$$M_r = \frac{m_{\text{мол}}}{m_u} = \frac{\text{маса молекули}}{\text{маса } ^{12}_6\text{C}} \cdot 12. \quad (10.2)$$

Тут $m_{\text{мол}}$ – абсолютне значення маси молекули в кг. Відносна атомна маса A_r визначається також формулою (10. 2), потрібно тільки $m_{\text{мол}}$ замінити абсолютним значенням маси атома.

Абсолютні значення атомних мас за порядком величини містяться в межах приблизно $10^{-25} - 10^{-27}$ кг (рис. 10. 1, б), а відносні атомні маси – в межах $1 - 10^2$ (табл. 10.1). Межі значень відносних молекулярних мас простягаються від одиниці до сотень тисяч одиниць.

Кількість речовини. Кількість атомів або молекул у макроскопічних тілах величезна. Тому в більшості випадків зручно вказувати не абсолютну кількість атомів або

* Ізотопи – різновидність атомів одного і того ж хімічного елемента, які відрізняються атомними масами. Наприклад, ^1_1H , ^2_1H , ^3_1H .

Відносні маси деяких широко поширених атомів і молекул

Речовина	Символ	Відносна маса, а. о. м
Атоми		Атомна
Водень	H	1
Гелій	He	4
Вуглець	C	12
Кисень	O	16
Натрій	Na	23
Алюміній	Al	27
Залізо	Fe	56
Золото	Au	197
Свинець	Pb	207
Уран	U	238
Молекули		Молекулярна
Водень	H ₂	2
Метан	CH ₄	16
Вода	H ₂ O	18
Азот	N ₂	28
Кисень	O ₂	32
Бутан	C ₄ H ₁₀	58

молекул, а відносну. Цю відносну кількість атомів або молекул у тілі називають **кількістю речовини**, яка дорівнює **відношенню кількості атомів** (або молекул) N в даному тілі до кількості N_A атомів у 0,012 кг вуглецю:

$$\nu = \frac{N}{N_A} \quad (10.3)$$

Кількість речовини в СІ виражається в **молях**.

Моль – це кількість речовини розглядуваної системи, яка містить стільки ж атомів або молекул, скільки атомів міститься в 0,012 кг вуглецю $^{12}_6\text{C}$. Таким чином, моль будь-якої речовини містить, за визначенням, однакове число атомів або молекул. Це число називається числом (сталою) Авогадро на честь Амадео Авогадро:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг / моль}}{m_C} = \frac{0,012 \text{ кг / моль}}{12 m_u} = \frac{0,012 \text{ кг / моль}}{12(1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг})} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}, \quad (10.4)$$

де $m_C = 12 m_u$ – маса атома вуглецю (див. ф-лу (10.1)). Із (10.4) отримуємо, що

$$N_A m_u = 10^{-3} \text{ кг / моль}. \quad (10.4, \text{ а})$$

Слід пам'ятати, що поняття моль відноситься не до речовини взагалі, а до її структурних елементів (атомів, молекул, електронів тощо). Тому правильно говорити, що в посудині міститься 3 моль молекул води, а не 3 моль води. Це означає, що в посудині є $3 \cdot (6,02 \cdot 10^{23})$ молекул H_2O . Якщо ж деяка кількість води містить 1 моль молекул H_2O , то вона містить 2 моль атомів водню і 1 моль атомів кисню. Ця ж кількість води містить 10

моль протонів, 8 моль нейтронів і 10 моль електронів*.



Авогадро Амадео (1776 – 1856) – італійський фізик і хімік. Народився в м. Турині. Фізику вивчав самостійно. Основні фізичні роботи присвячені молекулярній фізиці. Заклав основи молекулярної теорії. В 1811 р. відкрив важливий для фізики і хімії закон, згідно якого в рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул (закон Авогадро). Автор першого посібника (в 4-х томах) з молекулярної фізики “Фізика вагових тіл або трактат про загальну конституцію тіл” (1837 – 1841).

Молярна маса. Крім відносної молекулярної маси M_r в молекулярній фізиці користуються поняттям молярної маси M , яка визначається як маса 1 моля речовини. Згідно означення молярна маса дорівнює добутку маси молекули на сталу Авогадро:

$$M = m_{\text{мол}} N_A. \quad (10.5)$$

Одиницею молярної маси в СІ є кілограм на моль (кг/моль).

Молярну масу M можна визначити через відносну молекулярну масу M_r . Підставляючи в формулу (10.5) $m_{\text{мол}}$ із (10.2) і N_A із (10.4), отримаємо:

$$M = M_r m_u \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{12 m_u} = 10^{-3} \cdot M_r \frac{\text{кг}}{\text{моль}}, \quad (10.6)$$

або

$$M = M_r \text{ г/моль}. \quad (10.7)$$

Отже, **числове значення молярної маси речовини, виражене в грамах, дорівнює відносній молекулярній масі цієї речовини.**

Маса m будь-якої кількості речовини, що дорівнює добутку маси молекули $m_{\text{мол}}$ (маси структурної одиниці) на кількість молекул N (кількість структурних одиниць), виражається через молярну масу M і кількість речовини ν так:

$$m = m_{\text{мол}} N = m_{\text{мол}} N_A \nu = M \nu, \quad (10.8)$$

де $N = N_A \nu$, а $M = m_{\text{мол}} N_A$ (ф-ла (10.5)).

Приклад 10.1. Визначити: а) молярну масу води; б) кількість молів молекули води в 1 кг води; в) масу молекули води; г) кількість молекул води в 1 г води.

Розв'язок. а) Відносна маса молекули води H_2O дорівнює $M_r = 2 + 16 = 18$. Тому згідно формули (10.6) молярна маса води

$$M = 10^{-3} \cdot M_r \text{ кг/моль} = 18 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}.$$

б) Число молів в 1 кг води

* Атом водню складається із одного електрона і ядра, яким є один протон. Атом кисню складається із 8 електронів і ядра, в складі якого є 8 протонів і 8 нейтронів.

$$\nu = \frac{1 \text{ кг}}{M} = \frac{1 \text{ кг}}{18 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}} = \frac{10^3}{18} \text{ моль} = 55,6 \text{ моль.}$$

в) Масу молекули води виразимо із формули (10.2):

$$m_{\text{мол}} = M_r m_u = 18(1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг},$$

де $m_u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ (див. ф-лу (10.1)).

г) Кількість молекул води n , що містяться в 1 г води, знайдемо так:

$$n = \frac{m}{m_{\text{мол}}} = \frac{10^{-3} \text{ кг}}{2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 3,34 \cdot 10^{22} \text{ молекул},$$

де $m = 1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$.

Кількість молекул в 1 г води можна знайти і за допомогою сталої Авогадро. Число молів в 1 г води

$$\nu = \frac{10^{-3} \text{ кг}}{M} = \frac{10^{-3} \text{ кг}}{18 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}} = 0,0556 \text{ моль.}$$

Тоді кількість молекул в 1 г води

$$n = \nu N_A = (0,0556 \text{ моль})(6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}) = 3,34 \cdot 10^{22}.$$

Приклад 10.2. Об'єм молекули води $V_0 \approx 3 \cdot 10^{-29} \text{ м}^3$. Знайти густину води.

Розв'язок. Оскільки маса молекули води $m_{\text{мол}} = 2,99 \cdot 10^{-26}$ (див. приклад 10.1), то її густина

$$\rho = \frac{m_{\text{мол}}}{V_0} = \frac{2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{3 \cdot 10^{-29} \text{ м}^3} = 10^3 \text{ кг/м}^3,$$

(молекули у воді можна вважати щільно упакованими).

§ 10.2. Агрегатні стани речовини

Речовина, залежно від певних умов, може перебувати в трьох агрегатних станах: **твердому, рідкому і газоподібному**. Кожний із цих агрегатних станів характеризується певною внутрішньою структурою і відповідно певними властивостями. Вони мають різну будову і різний характер атомно-молекулярного руху, які визначаються силами взаємодії між атомами або молекулами, а останні тим менші, чим більші відстані між атомами або молекулами. В газах середня відстань між молекулами достатньо велика порівняно з розмірами молекул. Головну роль в поведінці газу відіграє хаотичний рух його молекул. Середня кінетична енергія руху молекул газу $\langle W_{\text{кін}} \rangle$ значно більша енергії їх взаємодії $W_{\text{пот}}$. В силу цього сили взаємодії не можуть втримати молекули одну біля одної і вони розлітаються по всьому об'єму. Молекули газу рухаються хаотично, рівномірно і прямолінійно до зіткнення одна з одною або зі стінками посудини, але між зіткненнями молекули рухаються практично незалежно одна від одної, оскільки сили взаємодії малі. Однак, силами притягання не можна нехтувати у випадку, коли газ сильно стиснутий (при великих тисках), або сильно охолоджений. При цьому істотну роль починають відігравати сили притягання.

Отже, характерною особливістю газоподібного стану речовини (при невеликих тисках і не надто низьких температурах) є те, що в кожному момент часу взаємодіючі молекули газу складають незначну частину загальної кількості молекул і що в самій взаємодії взаємним притяганням молекул практично можна знехтувати. В результаті речовина в газоподібному стані не зберігає а ні форми, а ні об'єму. Її об'єм і форма визначаються посудиною, в яку во-

на поміщена. При відсутності посудини речовина старається заповнити весь простір.

В **твердому стані** молекули, атоми або іони знаходяться на дуже малих відстанях одне від одного, внаслідок чого між ними виникають сильні зв'язки. Речовина в твердому стані зберігає свою форму і свій об'єм. При деформації виникають сили, які стараються поновити і форму, і об'єм.

Розрізняють кристалічні і аморфні тверді тіла. В кристалічних тілах молекули і атоми розміщуються в певних місцях і утворюють структури правильної геометричної форми (кристалічну ґратку).

В кристалах молекули і атоми хаотично коливаються біля положень рівноваги, які називають **вузлами кристалічної ґратки**. Підвищення температури твердого тіла призводить до збільшення амплітуди коливань молекул або атомів, до збільшення відстаней між вузлами і, отже, до послаблення сил зв'язку. В результаті атоми можуть частіше перескакувати з місця на місце, а при певній температурі (температурі плавлення) кристалічна ґратка руйнується і відбувається перехід у рідкий стан.

В аморфних твердих тілах частинки, з яких вони складаються, знаходяться в неупорядкованій формі, подібній до рідини. Класичними представниками аморфних твердих тіл є полімери, смоли, гума.

Рідкий стан характеризується тим, що речовина в цьому стані зберігає свій об'єм, але приймає форму посудини, в якій вона знаходиться. Зберігання об'єму рідиною свідчить про те, що між молекулами рідини діють сили притягання, які менші ніж у твердих тілах, але значно більші, ніж у газоподібному стані. Отже, молекули рідини знаходяться досить близько одна до одної, ніби дотикаючись. Саме взаємодія втримує молекулу рідини біля її тимчасового положення рівноваги приблизно на протязі $10^{-12} - 10^{-10}$ с, після чого вона перескакує в нове тимчасове положення рівноваги. В проміжках між переходами молекули здійснюють коливальні рухи біля тимчасового положення рівноваги. При певній температурі окремі молекули можуть набути достатньої енергії для подолання сил зв'язку, і в окремих випадках молекула може вийти з рідини. Цей процес називається **випаровуванням**. Зрозуміло, що процес випаровування (перехід в газоподібний стан), має місце при будь-якій температурі. Теорії газоподібного і твердого станів сьогодні достатньо добре розроблені на відміну від теорії рідкого стану.

§ 10.3. Поняття про стан речовини. Параметри стану

Тіло або групу тіл будемо називати **системою**. Наприклад, системою може бути тіло, яке складається з великої кількості атомів або молекул (газ в посудині). Все, що оточує дану систему, називають **оточуючим середовищем**.

Сукупність властивостей системи визначає її **стан**. Для опису стану конкретної системи (наприклад, газу в посудині) можна використати мікроскопічну або макроскопічну точки зору. При мікроскопічному описі розглядаються деталі руху всіх атомів і молекул, що утворюють дану систему. Такий опис є достатньо складним і він використовується в кінетичній теорії. В макроскопічному описі використовуються величини, які вимірюються безпосередньо нашими органами чуття. До них належать – **об'єм, маса, тиск і температура**. Ці величини називають **макроскопічними параметрами стану**. Якщо макроскопічні параметри змінюються з часом, то і стан системи також змінюється.

Якщо всі параметри системи залишаються незмінними з часом, то говорять, що система знаходиться в **рівноважному стані** (стан термодинамічної рівноваги). Стани системи, в яких відсутня рівновага, називають **нерівноважними**. Нерівноважні стани виникають при різкій зміні зовнішніх умов. При цьому різні частини об'єму системи (наприклад, газу) мають різні параметри. Прикладом нерівноважного стану може бути газ, який поступає із невеликого отвору в замкнутий об'єм. В початковий момент часу розподіл газу по

цьому об'єму нерівномірний, тиск в різних частинах системи неоднаковий, але якщо доступ газу припинити, то тиск в різних точках об'єму через деякий час вирівняється і стан стане рівноважним.

Перехід системи із одного стану в інший називають **процесом**. Якщо такий перехід відбувається через послідовність нерівноважних станів, то процес називають **нерівноважним**, а якщо через послідовність рівноважних станів, то **рівноважним**. Рівноважний процес повинен бути достатньо повільним, щоб в будь-який момент часу міг встановитися рівноважний стан.

Розрізняють зовнішні і внутрішні параметри стану системи. Об'єм газу є зовнішнім параметром, температура і тиск – внутрішні параметри.

§ 10.4. Поняття про температуру. Термометри. Температурні шкали

Температура – це одна із важливих характеристик термодинамічної системи. Вона є кількісною мірою “нагрітості” тіла. Слід мати на увазі, що “нагрітість” тут має чисто суб'єктивний зміст. Більш нагрітим тілом є те, “нагрітість” якого зменшується при тривалому контакті з іншим тілом, яке за визначенням приймається менш нагрітим.

Як буде показано нижче, температура виражає стан внутрішнього руху рівноважної системи і має одне і те ж значення для всіх частин складної рівноважної системи незалежно від кількості частинок в них.

Ступінь “нагрітості” тіла (тобто його температура) вимірюється за характеристиками матеріальних тіл, які залежать від “нагрітості”. Так, наприклад, від ступеня “нагрітості” тіла залежать його довжина, об'єм, електричний опір, термо-ЕРС, випромінювальна здатність, у газу – тиск при незмінному об'ємі тощо. Тому вимірювання “нагрітості” зводиться до вимірювання деякої характеристики тіла, яка змінюється зі зміною “нагрітості” тіла.

Тіло, вибране для вимірювання “нагрітості”, називають **термометричним**, а величину, за допомогою якої вимірюється “нагрітість”, називають **термометричною**.

Нехай деякий термометричний параметр термометричного тіла, яке перебуває в рівновазі із льодом, що тане, дорівнює l_1 . Значення цього ж параметру, коли тіло перебуває в рівновазі з парою води, що кипить при нормальному тиску – l_2 . Приймаючи, що лід тане при температурі $t_1 = 0^\circ$, а вода кипить при температурі $t_2 = 100^\circ$, і, вважаючи, що l змінюється лінійно зі зміною “нагрітості” тіла, зміна параметру, яка відповідає 1° , дорівнюватиме:

$$1^\circ = \frac{l_2 - l_1}{t_2 - t_1} = \frac{l_2 - l_1}{100}. \quad (10.9)^*$$

Отже, за градус приймають одну соту різниці зміни параметру l між температурами кипіння і замерзання чистої води при нормальному тиску.

Зауважимо, що ступінь “нагрітості” тіла і температура це не одне і те ж. **Температура – це числове значення величини, за допомогою якої характеризується “нагрітість” тіла.**

Встановлену таким чином температурну шкалу називають шкалою Цельсія на честь шведського астронома А. Цельсія (1701–1744), який запропонував її. В температурній шкалі Цельсія градус позначається $^\circ\text{C}$, а температура в цій шкалі – буквою t .

В деяких країнах застосовуються і інші температурні шкали, запропоновані Фаренгейтом (англійським фізиком (1686 – 1736)) і Реомюром (французьким фізиком (1683 – 1757)). Градуси в цих шкалах позначаються відповідно $^\circ\text{F}$ і $^\circ\text{R}$. Всі три шкали відрізняються значеннями температур, приписаним реперним точкам (t_1 і t_2). Так в шкалі Цельсія

* Температурні точки t_1 і t_2 називають **реперними точками**.

$t_1 = 0$, $t_2 = 100$; в шкалі Фаренгейта $t_1 = 32$, $t_2 = 212$; в шкалі Реомюра $t_1 = 0$, $t_2 = 80$ (рис.10.2). Отже, одна і та ж нагрітість характеризується в цих шкалах різними температурами. Для переходу від одних температурних шкал до інших і навпаки користуються такими формулами:

$$t_F = 32 + 1,8t \text{ } ^\circ\text{C}, \quad t_R = 0,8t \text{ } ^\circ\text{C}. \quad (10.10)$$

Очевидно, що величина одного градуса в різних шкалах різна.

В СІ за температурну шкалу взято **абсолютну температурну шкалу Кельвіна***, в якій температура замерзання води прийнята рівною 273,15, а кипіння 373,15 градуса (далі будемо користуватися наближеними значеннями: 273 і 373 градуси). Розмір градуса цієї шкали такий самий, як і шкали Цельсія. Градус абсолютної термодинамічної шкали позначають літерою K , а температуру в цій шкалі – літерою T . За визначенням температура в абсолютній температурній шкалі задається рівністю

$$T = t \text{ } ^\circ\text{C} + 273 K. \quad (10.11)$$

Тут $t \text{ } ^\circ\text{C}$ – температура за шкалою Цельсія. Температуру, що дорівнює нулю за шкалою Кельвіна, називають **абсолютним нулем**, йому відповідає $-273,15 \text{ } ^\circ\text{C}$. В температурній шкалі Кельвіна від’ємних значень температур немає (рис. 10.3).

В таблиці 10.2 наведені абсолютні температури деяких характерних температурних

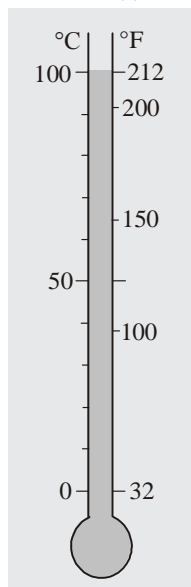
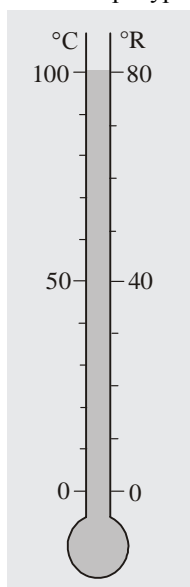


Рис. 10.2



б

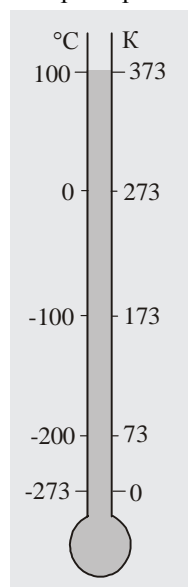


Рис. 10.3

точок. Метою цієї таблиці є дати якісне уявлення про абсолютну температурну шкалу. Під точкою плавлення даної речовини, вказаної в таблиці, розуміється температура, при якій рідка і тверда форми речовини знаходяться в рівновазі (при атмосферному тиску). При більшій температурі речовина існує у вигляді рідини; при меншій температурі речовина знаходиться в твердому стані. Таким чином, в точці плавлення вода переходить від льоду до рідкої води, а в точці кипіння вода із рідини стає водяною парою, тобто переходить в газоподібну форму.

* Абсолютну термодинамічну шкалу Кельвіна ще називають абсолютною термодинамічною шкалою.

Верхньої межі абсолютної температури не існує. Це пояснюється відсутністю верхньої межі у можливих значеннях кінетичної енергії частинок у будь-яких звичайних системах. Так, в середині зірок або в термоядерних вибухах на Землі температура сягає порядку 10^7 К.

Таблиця 10.2

Назва температурної точки	Температура, К
Температура поверхні Сонця	5500
Точка кипіння вольфраму	5800
Точка плавлення вольфраму	3650
Точка кипіння золота	3090
Точка плавлення золота	1340
Точка кипіння свинцю	2020
Точка плавлення свинцю	600
Точка кипіння води (H ₂ O)	373
Точка плавлення льоду (води)	273
Температура тіла людини	310
Кімнатна температура (приблизно)	295
Точка кипіння азоту (N ₂)	77
Точка плавлення азоту	63
Точка плавлення водню (H ₂)	20,3
Точка плавлення водню	13,8
Точка кипіння гелію (He)	4,2

§ 10.5. Ідеальний газ. Закони ідеального газу

В молекулярній фізиці широко застосовують моделі. Однією із таких моделей є модель ідеального газу. Під ідеальним газом розуміють такий газ, в якому можна знехтувати будь-якою взаємодією між молекулами (крім пружного зіткнення), а молекули приймаються за матеріальні точки. Крім того, вважається, що молекули ідеального газу рівномірно розподілені по всьому об'єму посудини, у якій міститься газ. За допомогою моделі ідеального газу ми можемо, хоч і наближено, виробити уявлення про фізичну природу реального газу. Зауважимо, що при високих температурах і малих тисках реальні гази поведуть себе як ідеальний газ.

Стан газу можна описати за допомогою трьох параметрів – тиску (P), об'єму (V) і температури (T).

Рівняння, що зв'язує для даної маси газу тиск, об'єм і температуру, називається рівнянням стану газу. У загальному вигляді його можна записати так:

$$f(P, V, T) = 0. \quad (10.12)$$

Процеси, при яких маса газу і один із його параметрів залишаються сталими, називають ізопроесами. Оскільки є три параметри газу, то існують три різні ізопроеси: ізо-термічний, ізобаричний і ізохоричний.

Ізотермічний процес здійснюється при сталій температурі системи ($T = \text{const}$) і незмінній масі газу. Цей процес підкоряється закону, встановленого дослідним шляхом англійським фізиком Р. Бойлем (1627 – 1691) у 1662 р. і незалежно від нього французьким фізиком Е. Маріоттом (1620 – 1684) у 1676 р.: добуток тиску на об'єм даної маси газу є величина стала:

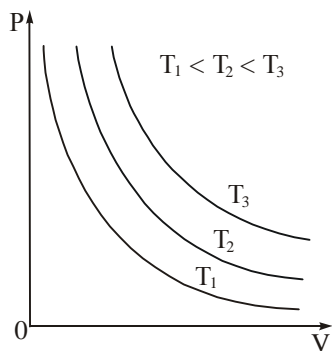


Рис. 10.4

$$PV = \text{const.} \quad (10.13)$$

Закон носить назву Бойля-Маріотта. Графік залежності P від V при ізоtermічному процесі в газі являє собою гіперболу і називається ізоtermою. На рис. 10.4 зображено три ізоtermи для однієї і тієї ж маси газу, але при різних температурах T . Зауважимо, що **при ізоtermічному процесі густина газу змінюється прямо пропорційно тиску:**

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1}{P_2}. \quad (10.14)$$

Приклад 10.3. Газ займає об'єм $V_0 = 100$ л при нормальному атмосферному тиску ($P_0 = 101325$ Па) і кімнатній температурі (20°C). Яким буде тиск газу, якщо його об'єм зменшити в три рази ($V = V_0/3$).

Розв'язок. Оскільки температура газу залишається сталою, процес зміни стану газу є ізоtermічним, до якого застосовний закон Бойля-Маріотта. Для даного випадку даний закон запишемо так:

$$P_0 V_0 = PV,$$

звідки

$$P = \frac{P_0 V_0}{V} = \frac{3P_0 V_0}{V_0} = 3P_0 = 3(101325 \text{ Па}) = 303975 \text{ Па}.$$

Ізобаричний процес проходить в системі при сталій масі газу і незмінному тиску ($P = \text{const}$). Цей процес був вивчений французьким фізиком Л. Гей-Люссаком (1778 – 1850) у 1802 р., який встановив, що **при сталій масі газу і незмінному тиску об'єм газу прямо пропорційний його абсолютній температурі:**

$$\frac{V}{T} = \text{const.} \quad (10.15)$$

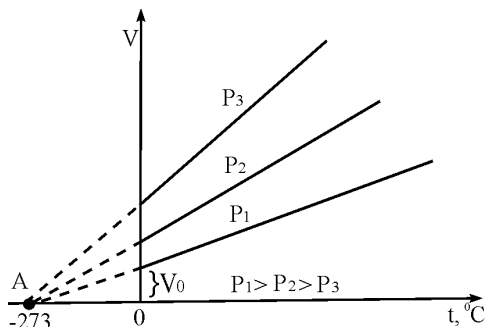


Рис. 10.5

Рівняння (10.15) виражає ізобаричний процес і називається рівнянням ізобар. Графіки ізобар, як видно із рис. 10.5, є прямими лініями, які перетинаються з віссю абсцис в точці A . Закон Гей-Люссака подають ще і в такому вигляді:

$$V = V_0(1 + \alpha t), \quad (10.16)$$

де V_0 – об'єм газу при температурі 0°C , V – об'єм газу при температурі $t^\circ\text{C}$, α – температурний коефіцієнт об'ємного розширення газу. Експериментально встановлено, що $\alpha = 1/273 \text{ град}^{-1}$.

Із (10.16) видно, що коефіцієнт об'ємного розширення газу дорівнює

$$\alpha = \frac{1}{273} = \frac{V - V_0}{V_0 t},$$

а зміна об'єму буде $\Delta V = V - V_0 = V_0 \alpha t$. Цей вираз показує, що об'єм ідеального газу з підвищенням його температури на 1°C збільшується на $1/273$ величини об'єму, який займав газ при 0°C .

Приклад 10.4. Кисень при температурі $t_1 = 10^\circ\text{C}$ знаходиться в циліндрі з рухомим поршнем і займає об'єм $V_1 = 50$ л. Як зміниться об'єм газу (кисню), якщо його температуру підвищити до $t_2 = 80^\circ\text{C}$. Тиск залишається сталим.

Розв'язок. Оскільки тиск залишається сталим, тобто $P_1 = P_2$, то маємо

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

Це один із виглядів запису закону Гей-Люссака. Тоді

$$V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1} = (50 \text{ л}) \left(\frac{353 \text{ K}}{283 \text{ K}} \right) = 62,4 \text{ л}.$$

Ізохоричний процес здійснюється в системі при сталій масі газу і незмінному об'ємі ($V = \text{const}$). Цей процес підкоряється закону, який був експериментально встановлений французьким фізиком Ж. Шарлем (1746 – 1823) у 1787 р.: **при сталій масі газу і незмінному об'ємі тиск газу прямо пропорційний його абсолютній температурі:**

$$\frac{P}{T} = \text{const}. \quad (10.17)$$

Це рівняння виражає ізохоричний процес і називається рівнянням ізохори. Як видно із (10.17), графіками **ізохор** є прямі лінії, які перетинають вісь абсцис в точці A (рис.10.6). Рівняння ізохоричного процесу подають також у вигляді

$$P = P_0(1 + \beta t), \quad (10.18)$$

де P_0 і P – тиски при 0°C і $t^\circ\text{C}$ відповідно, β – температурний коефіцієнт, який дорівнює

$$\beta = 1/273 \text{ град}^{-1}.$$

Із (10.18) отримуємо, що температурний коефіцієнт

$$\beta = \frac{1}{273} = \frac{P - P_0}{P_0 t}.$$

Зміна тиску газу $P - P_0 = P_0 \beta t$.

Насамкінець зауважимо, що точка A , в якій ізобари і ізохори перетинають вісь t , відповідає температурі $t = -\frac{1}{\alpha} = -\frac{1}{\beta} = -273^\circ\text{C}$.

Приклад 10.5. Шина автомобіля була накачана при температурі $t_1 = 10^\circ\text{C}$ до надлишкового тиску $P_1 = 200$ кПа. Після того, як автомобіль проїхав 100 км, температура в шині підвищилась до $t_2 = 40^\circ\text{C}$. Яким став тиск всередині шини?

Розв'язок. Оскільки об'єм шини не змінився ($V_1 = V_2$), то це процес ізохоричний, який описується законом Шарля. Цей закон можна для нашого випадку записати так:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}. \quad (1)$$

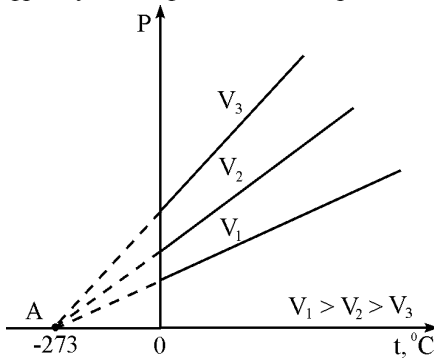


Рис. 10.6

Оскільки тиск P_1 у шині є надлишковим, то до нього потрібно додати атмосферний тиск $P_0 = 101$ кПа. Тоді абсолютний тиск $P_1 = 301$ кПа. Із (1) знаходимо, що

$$P_2 = \frac{P_1}{T_1} T_2 = \frac{(3,01 \cdot 10^5 \text{ Па})(313 \text{ К})}{283 \text{ К}} = 3,33 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Віднімаючи атмосферний тиск від отриманого значення, знайдемо, що нове значення надлишкового тиску дорівнює 232 кПа. Він на $\approx 16\%$ вище початкового.

Розглянуті вище закони ідеального газу можна об'єднати в один і виразити одним рівнянням, яке називають **рівнянням стану ідеального газу**. Це рівняння виражає аналітичний зв'язок між тиском, об'ємом та температурою газу і записується так:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n V_n}{T_n}, \quad (10.19)$$

або

$$\boxed{\frac{PV}{T} = \text{const.}} \quad (10.19, \text{ а})$$

Фізичний зміст рівняння (10.19) такий: **якщо змінювати об'єм і температуру газу, то тиск цього газу буде змінюватися так, що відношення добутку тиску на об'єм до абсолютної температури є величиною сталою**. Як показує досвід, ця величина залежить від маси газу.

Приклад 10.6. Повітряна бульбашка на дні озера глибиною $h = 16$ м має об'єм $V_1 = 1,10$ см³. Температура води на дні $t_1 = 5$ °С, а на поверхні $t_2 = 16$ °С. Яким буде об'єм V_2 бульбашки в той момент, коли вона досягне поверхні води?

Розв'язок. В цьому випадку ми скористаємось рівнянням стану ідеального газу у вигляді:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}.$$

Тиск повітря в бульбашці, коли вона знаходиться на дні озера, $P_1 = P_0 + \rho g h$, де P_0 – атмосферний тиск на поверхні води, $\rho g h$ – тиск стовпа води висотою h , ρ – густина води. Тиск повітря в бульбашці на поверхні води озера $P_2 = P_0$. Тоді

$$\frac{(P_0 + \rho g h) V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_2}{T_2},$$

звідки

$$\begin{aligned} V_2 &= \frac{V_1 T_2 (P_0 + \rho g h)}{P_0 T_1} = \\ &= \frac{(1,10 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3)(289 \text{ К})[101 \cdot 10^3 \text{ Па} + (10^3 \text{ кг/м}^3)(9,8 \text{ м/с}^2)(16 \text{ м})]}{(101 \cdot 10^3 \text{ Па})(278 \text{ К})} = \\ &= 2,92 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3 = 2,92 \text{ см}^3. \end{aligned}$$

Приклад 10.7. Аквалангіст, знаходячись на глибині $h = 12$ м від поверхні води, вдихнув повітря і заповнив весь об'єм своїх легенів, що дорівнює $V_1 = 5,5$ л. До якого об'єму розширяться легені аквалангіста, якщо він швидко винирне на поверхню? Чи розсудливо поступати таким чином?

Розв'язок. Вважатимемо, що температура повітря в легенях не міняється. Процес ізотермічний. Тоді

$$P_1 V_1 = P_2 V_2,$$

звідки

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{(P_0 + \rho g h) V_1}{P_0} = \frac{[101 \cdot 10^3 \text{ Па} + (10^3 \text{ кг/м}^3)(9,8 \text{ м/с}^2)(12 \text{ м})](5,5 \text{ л})}{101 \cdot 10^3 \text{ Па}} \approx 12 \text{ л}.$$

Тут $P_1 = P_0 + \rho g h$ – тиск на глибині h , P_0 – атмосферний тиск, $\rho g h$ – тиск стовпа води на глибині h , $P_2 = P_0$ – тиск на поверхні води (атмосферний тиск).

Для одного моля газу співвідношення (10.19) запишеться так:

$$\frac{PV_m}{T} = R, \quad (10.20)$$

або

$$PV_m = RT, \quad (10.20, \text{ а})$$

де V_m – об'єм одного моля газу, R – універсальна газова стала. Оскільки за нормальних умов ($P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T = 273 \text{ К}$) 1 моль газу займає об'єм $V_0 = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$, то

$$R = \frac{PV_0}{T} = \frac{(1,013 \cdot 10^5 \text{ Па})(22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3)}{273 \text{ К}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Універсальна газова стала R показує наскільки змінюється енергія теплового руху всіх молекул одного моля газу при зміні температури на один градус.

Рівняння (10.20) називають рівнянням стану для 1 моля ідеального газу, або рівнянням Менделєєва – Клапейрона.

Для довільної маси газу рівняння Менделєєва – Клапейрона записують у такому вигляді

$$\boxed{PV = \frac{m}{M} RT}, \quad \boxed{PV = \nu RT}, \quad (10.21)$$

де M – молярна маса, $\nu = V/V_m = m/M$ – число молів газу, m – маса газу, V – його об'єм, V_m – об'єм одного моля газу. За допомогою цього рівняння розв'язують задачі на обчислення об'єму, густини і тиску газу.

Насамкінець, зауважимо, що газові закони справедливі для всіх без виключення газів, незалежно від їх хімічного складу. Це зрозуміло з того, що будь-який газ (кисень, азот, повітря тощо) є системою, яка складається із величезної кількості взаємодіючих між собою частинок. Середні характеристики таких систем не залежать від складу газів. Надійно експериментально встановлені газові закони є незаперечним доказом справедливості статистичного підходу до вивчення властивостей газів.

§ 10.6. Закон Авогадро

Повернемось до рівняння (10.21) і перепишемо його дещо в іншому вигляді. Для цього помножимо і поділимо праву частину рівняння на число Авогадро N_A . Тоді, отримаємо:

$$PV = \frac{\nu N_A RT}{N_A} = \frac{NRT}{N_A} \quad \text{або} \quad PV = NkT, \quad (10.22)$$

де $N = \nu N_A$ – кількість атомів або молекул в даній масі газу, ν – кількість молів газу, k – стала Больцмана. **Відношення універсальної газової сталої R до числа Авогадро N_A називають сталою Больцмана:**

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8,314 \text{ Дж} / \text{моль} \cdot \text{К}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К}.$$

Далі рівняння (10.22) перепишемо так:

$$N = \frac{PV}{kT}. \quad (10.23)$$

Із (10.23) випливає, що за даних P , V , T для різних сортів газів кількість молекул однакова. Отже, **рівні об'єми газу при однакових тиску і температурі містять однакове число молекул**. Цей закон був встановлений Авогадро і носить назву закону Авогадро. Згідно цього закону в 1 молі будь-якої речовини міститься однакова кількість молекул ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$). Крім того, з (10.23) випливає, що коли молі будь-яких газів мають однакову температуру і тиск, то вони займають однаковий об'єм. За нормальних умов 1 моль будь-якої речовини в газовому стані займає об'єм $V_0 = 22,414 \text{ л}$. Далі неважко знайти кількість молекул в 1 см^3 газу за нормальних умов

$$N_1 = \frac{N_A}{V_0} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{22414 \text{ см}^3} = 2,7 \cdot 10^{19} \text{ см}^{-3}.$$

Кількість молекул в 1 см^3 газу за нормальних умов називають **числом Лошмідта**.

Приклад 10.8. Найнижчий тиск, отриманий за допомогою найсучаснішої техніки, приблизно дорівнює $P = 10^{-12} \text{ Н} / \text{м}^2$. Скільки молекул N міститься за такого тиску в об'ємі $V = 1 \text{ см}^3$ при температурі $t = 0^\circ \text{C}$.

Розв'язок. Кількість молекул в 1 см^3 за даних P , V , T знайдемо за формулою (10.23):

$$N = \frac{PV}{kT} = \frac{(10^{-12} \text{ Н} / \text{м}^2)(10^{-6} \text{ м}^3)}{(1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К})(273 \text{ К})} = 265 \text{ молекул}.$$

§ 10.7. Закон Дальтона

До цього ми вважали, що маємо справу з газом, який складається з односортних молекул. Нехай газ, що займає певний об'єм, є сумішшю різних газів. Припустимо, що в об'ємі є N_1 молекул газу 1-ого сорту, N_2 – 2-ого сорту, N_3 – 3-ого сорту і т. д. Тоді загальна кількість молекул

$$N = N_1 + N_2 + N_3 + \dots$$

Тиск, що спричиняється цими молекулами газу, визначається рівнянням (10.22)

$$P = \frac{NkT}{V} = (N_1 + N_2 + N_3 + \dots) \frac{kT}{V} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots,$$

де P_1 , P_2 , P_3 , ... – парціальні тиски кожного із сортів газу, N_1/V , N_2/V , N_3/V , ... – їх молекулярні концентрації. **Парціальний тиск, це тиск даного сорту газу, якщо б він один займав весь об'єм (об'єм, що займає суміш газів)**. Отже, повний тиск суміші газів дорівнює сумі його парціальних тисків, а кожний парціальний тиск пропорційний молекулярній концентрації газу даного сорту. Цей експериментальний закон був відкритий англій-

ським хіміком і фізиком Дж. Дальтоном (1766 – 1844) і названий на його честь – **законом Дальтона для парціальних тисків**. §10.7. Закон Дальтона

Приклад 10.9. Парціальний тиск вуглекислого газу (CO_2) в легенях дорівнює $P \approx 4666 \text{ Па}$. Який процентний вміст CO_2 в повітрі легенів?

Розв'язок. Тиск суміші газів в легенях $P_0 = 101325 \text{ Па}$ (це тиск оточуючого нас повітря). Процентний вміст CO_2 в повітрі легенів складає

$$x = \frac{P}{P_0} 100 \% = \frac{4666 \text{ Па}}{101325 \text{ Па}} 100 \% = 4,6 \ \%.$$