

МОЛЕКУЛЯРНА ФІЗИКА І ТЕРМОДИНАМІКА

Молекулярна фізика і термодинаміка

Лекція 5

Тема. Молекулярна фізика.

1. Статистичний метод в молекулярній фізиці. Суть МКТ.
2. Атоми і молекул. Кількість речовини. Молярна маса.
3. Агрегатні стани речовини.
4. Поняття про стан речовини. Параметри стану.
5. Поняття про температуру. Термометри. Температурні шкали.
6. Ідеальний газ. Закони ідеального газу.
7. Основне рівняння кінетичної теорії газів.
8. Розподіл молекул за швидкостями.

1. Статистичний метод в молекулярній фізиці.

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. При дослідженні фізичних властивостей речовини користуються термодинамічними та молекулярно-кінетичними або статистичними методами дослідження. Термодинамічний метод за своєю суттю є описовий метод. Він є суто макроскопічним методом. Статистичний метод, навпаки, є мікроскопічним. У ньому безпосередньо розглядається молекулярна будова тіл і закономірності зумовлених нею мікроскопічних процесів. Оскільки розглядуваних при цьому закономірності стосуються сукупностей величезної кількості структурних одиниць (молекул, атомів), то статистичний метод ґрунтується на широкому застосуванні математичної статистики, чим зумовлена і сама назва. Отже, 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**.

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 назвали 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 заключається 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 кінетичних, потенціальних і всіляких інших (ядерних, атомних) енергій всіх частинок цієї системи.

2. Атоми і молекул. Кількість речовини. Молярна маса.

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.

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

$$\nu = \frac{N}{N_A}. \quad (6.1)$$

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 (сталого) Авогадро:

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{m_C} = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{12 m_u} = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{12(1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг})} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}, \quad (6.2)$$

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:

$$M = m_{\text{мол}} N_A. \quad (6.3)$$

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

3. 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.

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.

В газах середня відстань між молекулами достатньо велика порівняно з розмірами молекул. Головна 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 кожний 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 вона поміщена. При відсутності посудини речовина старається заповнити весь простір.

4. Поняття про стан речовини. Параметри стану

Тіло або групу тіл будемо називати **системою**. 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 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. 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**.

5. Поняття про температуру. Термометри. Температурні шкали

Температура – це одна із важливих характеристик термодинамічної системи. Вона є кількісною мірою “нагрітості” тіла.

За градус приймають **одну соту різниці зміни параметру l між температурами кипіння і замерзання чистої води при нормальному тиску**.

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 $t_1 = 0$, $t_2 = 100$; 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:

$$t_F = 32 + 1,8t^{\circ}\text{C}, \quad t_R = 0,8t^{\circ}\text{C}. \quad (6.4)$$

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 градуса). 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

$$T = t^{\circ}\text{C} + 273\text{K}. \quad (6.5)$$

Тут $t \text{ } ^\circ\text{C}$ – температура за шкалою Цельсія. Температуру, що дорівнює нулю за шкалою Кельвіна, називають **абсолютним нулем**, йому відповідає $-273,15 \text{ } ^\circ\text{C}$.

6. Ідеальний газ. Закони 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:

$$f(P, V, T) = 0. \tag{6.6}$$

Процеси, при яких маса газу і один із його параметрів залишаються сталими, називають **ізопроцесами**. Оскільки є три параметри газу, то існують три різні ізопроцеси: **ізотермічний, ізобарний і ізохорний**.

Ізотермічний процес здійснюється при сталій температурі системи ($T = const$) і незмінній масі

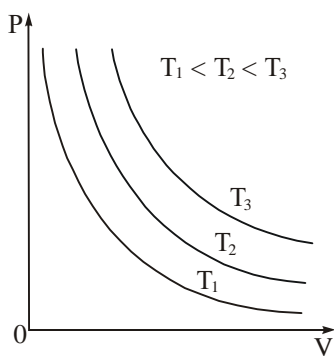


Рис. 10.4

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:**

$$PV = const. \tag{6.7}$$

Закон носить назву Бойля-Маріотта. Графік залежності P від V при ізотермічному процесі в газі являє собою гіперболу і називається ізотермою. На рис. 10.4 зображено три ізотерми для однієї і тієї ж маси газу, але при різних температурах T .

Ізобарний процес проходить в системі при сталій масі газу і незмінному тиску ($P = const$). 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:**

$$\frac{V}{T} = const. \tag{6.8}$$

Рівняння (6.8) виражає ізобарний процес і називається рівнянням ізобари. Графіки ізобар, як видно із рис. 10.5, є прямими лініями, які перетинаються з віссю абсцис в точці A .

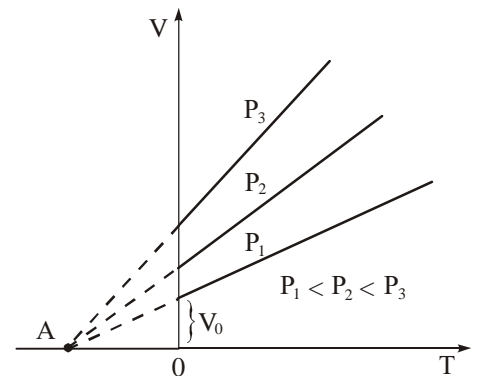


Рис. 10.5

Ізохоричний процес здійснюється в системі при сталій масі газу і незмінному об'ємі ($V = const$). 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:**

$$\frac{P}{T} = const. \tag{6.9}$$

Це рівняння виражає ізохоричний процес і називається рівнянням ізохори. Як видно із (6.9), графіками **ізохор** є прямі лінії, які перетинають вісь абсцис в точці A (рис.10.6).

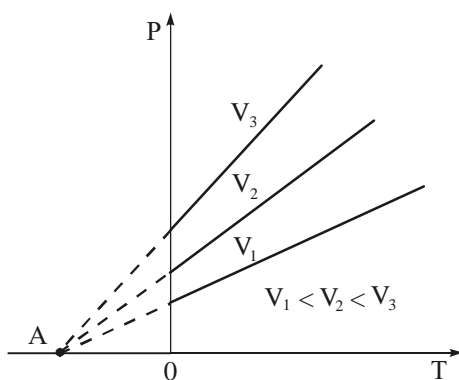


Рис. 10.6

озглянуті 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:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n V_n}{T_n}, \quad (6.10)$$

або

$$\boxed{\frac{PV}{T} = \text{const.}} \quad (6.11)$$

Фізичний зміст рівняння (6.11) 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.

Для одного моля газу співвідношення (6.11) запишеться так:

$$\frac{PV_m}{T} = R, \quad (6.12)$$

або

$$PV_m = RT, \quad (6.13)$$

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

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

$$\boxed{PV = \frac{m}{M} RT}, \quad \boxed{PV = \nu RT}, \quad (6.14)$$

де M – молекулярна вага, $\nu = V/V_m = m/M$ – число молів газу, m – маса газу, V – його об'єм, V_m – об'єм одного моля газу.

Повернемося до рівняння (10.20) і перепишемо його дещо в іншому вигляді. Для цього помножимо і поділимо праву частину рівняння на число Авогадро N_A . Тоді, отримаємо:

$$PV = \frac{\nu N_A RT}{N_A} = \frac{NRT}{N_A}, \quad \text{або} \quad PV = NkT, \quad (6.15)$$

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:**

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

7. Основне рівняння кінетичної теорії газів

Нехай деякий газ, що складається з N молекул, міститься в посудині кубічної форми з довжиною ребра l (рис. 11.1). Очевидно, що площа грані куба $S = l^2$, а його об'єм $V = l^3$. Оскільки молекули в кубі рухаються хаотично, то окремо взята молекула, рухаючись випадковим чином, буде стикатися зі стінками куба під різними кутами. Прослідкуємо поки-що за однією молекулою. Нехай швидкість цієї молекули в напрямку вісі X -ів рівна v_x . Молекула, долетівши до стінки, діє на стінку, а та в свою чергу діє на молекулу з рівною за величиною і протилежною за напрямком силою. Отже, можна собі уявити, що молекула рухається взад-вперед в X – напрямку. Рухаючись вправо, молекула володіє імпульсом $P_x = mv_x$ (m – маса молекули, v_x – її швидкість в напрямку вісі X -ів) (рис. 11.2). При відбиванні від стінки імпульс молекули стає $P'_x = -mv_x$. Зміна імпульсу молекули в процесі співудару складає

$$\Delta P_x = P_x - (-P_x) = mv_x - (-mv_x) = 2mv_x. \quad (6.16)$$

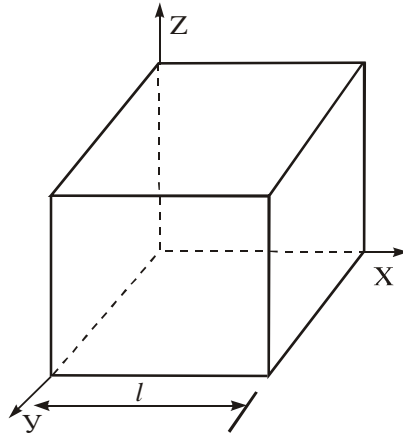


Рис. 11.1

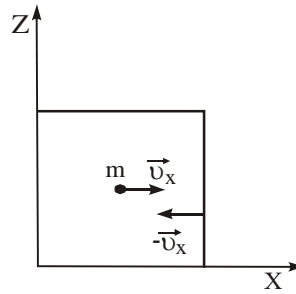


Рис. 11.2

Стінка сприймає імпульс віддачі, направлений вправо, протилежна стінка сприймає імпульс віддачі, направлений вліво. Ця молекула стикатиметься зі стінками багато разів. Проміжок часу Δt між двома послідовними зіткненнями молекули (час поки молекула пройде відстань між стінками туди і назад) складає:

$$\Delta t = \frac{2l}{v_x}. \quad (6.17)$$

Тоді, згідно другого закону Ньютона середня сила, що діє на праву стінку в процесі одного співудару з нею молекули

$$F = \frac{\Delta P_x}{\Delta t} = \frac{2mv_x}{2l/v_x} = \frac{mv_x^2}{l}, \quad (\text{на одну молекулу}). \quad (6.18)$$

Очевидно, що поняття середньої сили для однієї молекули не зовсім коректно, але якщо в об'ємі знаходяться N молекул, то середня сила буде дорівнювати

$$F = \frac{Nm \langle v_x^2 \rangle}{l}, \quad (6.19)$$

де $\langle v_x^2 \rangle = \frac{\langle v_{x1}^2 \rangle + \langle v_{x2}^2 \rangle + \langle v_{x3}^2 \rangle + \dots + \langle v_{xN}^2 \rangle}{N}$ – середнє значення X -компонентів швидкості N молекул.

Однак молекули в кубі рухаються не тільки в напрямку вісі X -ів, вони рухаються хаотично, співударяючись зі стінками та одна з одною. Тому середню швидкість будь-якої молекули можна виразити через її складові в X -, Y - і Z -напрявках згідно теореми Піфагора:

$$v^2 = \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle. \quad (6.20)$$

Тут маємо на увазі, що v_x , v_y і v_z направлені в напрямку ребер куба, а v – по його діагоналі.

Оскільки припускається, що швидкості молекул розподілені хаотично і немає якогось одного переважаючого напрямку, то

$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle,$$

і тому

$$\langle v^2 \rangle = 3 \langle v_x^2 \rangle. \quad (6.21)$$

Підставляючи в формулу (6.19) значення $\langle v_x^2 \rangle$, із (6.21) отримаємо повну силу, що діє на будь-яку стінку куба:

$$F = \frac{1}{3} \frac{Nm \langle v^2 \rangle}{l}. \quad (6.22)$$

Тоді тиск, що діє на стінку, буде

$$P = \frac{F}{S} = \frac{1}{3} \frac{Nm \langle v^2 \rangle}{lS} = \frac{1}{3} \frac{Nm \langle v^2 \rangle}{l^3}. \quad (6.23)$$

Оскільки об'єм куба $V = l^3$, то останній вираз запишеться так:

$$P = \frac{1}{3} \frac{Nm \langle v^2 \rangle}{V}. \quad (6.24)$$

Це і є знайдений нами вираз для тиску газу, записаний через властивості окремих молекул.

Враховуючи, що середня кінетична енергія однієї молекули

$$\langle W_k \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle, \quad (6.25)$$

рівняння (6.24) набуде такого вигляду:

$$PV = \frac{2}{3} N \langle W_k \rangle. \quad (6.26)$$

Порівнюючи формулу (6.26) з рівнянням стану ідеального газу (6.15)

$$PV = NkT,$$

бачимо, що ліві частини цих рівнянь однакові, а значить можна прирівняти і праві їх частини. Тоді ми отримаємо важливе співвідношення, яке зв'язує макроскопічне поняття – температура – з описом на мікроскопічному рівні молекулярного руху:

$$\langle W_k \rangle = \frac{3}{2} kT, \quad (6.27)$$

де k – стала Больцмана.

Співвідношення (6.27) називають **основним рівнянням кінетичної теорії газів**. Його можна прочитати так: **середня кінетична енергія руху молекул газу прямо пропорційна абсолютній температурі**. Із (11.12) видно, що температура є мірою середньої кінетичної енергії поступального руху молекул.

8. Розподіл молекул за швидкостями

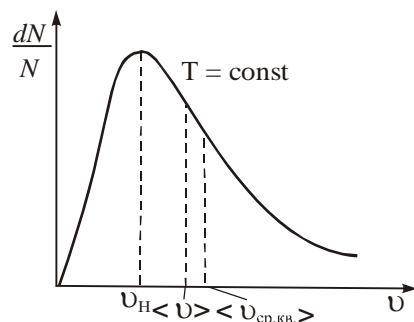


Рис. 11.3

Відомо, що молекули в газі рухаються хаотично і неперервно стикаються одні з одними та зі стінками посудини. Це означає, що деякі із молекул рухаються дуже повільно, а інші – дуже швидко в порівнянні з їхньою середньою швидкістю. Але для рівноважного стану ($T = const$ і відсутність зовнішніх впливів) середня квадратична швидкість $\langle v^2 \rangle$ залишається сталою. Це означає, що в результаті зіткнень в газі встановлюється деякий стаціонарний розподіл молекул за швидкостями. Цей розподіл стосується всієї сукупності молекул, тобто він є статистичним. Інакше кажучи, значення швидкостей молекул газу розподілені у відповідності з деякою функцією, яку можна отримати, виходячи із кінетичної теорії, щоправда, використовуючи більш строгі математичні методи ніж ті, якими користувалися вище. Функція для

найбільш імовірного розподілу швидкостей газу, який складається із N молекул, отримана у 1860 р. англійським фізиком Д. К. Максвеллом (1831 – 1879).

Функція $f(v)$ (11.15) називається **функцією розподілу Максвелла**. Із рис. 11.3 видно, що функція $f(v) = 0$ при $v = 0$ і прямує до нуля при $v \rightarrow \infty$. Це означає, що в газі немає молекул, які б не рухались, а також свідчить, що наявність молекул з дуже великими швидкостями мало імовірна. Функція розподілу має максимум, який відповідає швидкості, яку називають найбільш імовірною швидкістю v_H .

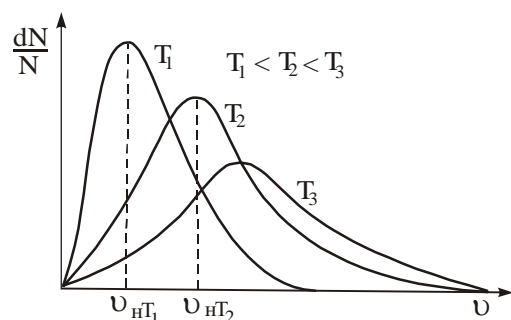


Рис. 11.4

Розподіл Максвелла для даного газу залежить тільки від абсолютної температури. На рис. 11.4 наведено розподіл швидкостей для різних температур. Із рис. 11.4 видно, що з підвищенням температури збільшується найбільш імовірна швидкість, тобто максимум кривої зміщується вправо (в бік великих швидкостей). Крім того, з

підвищенням температури крива стає більш пологою: це свідчить про те, що розподіл молекул за швидкостями стає більш рівномірним, а також збільшується кількість молекул, швидкості яких перевищують найбільш імовірну швидкість, і зменшується число молекул з малими швидкостями. Збільшенням кількості молекул, що мають швидкості більші v_n з підвищенням температури, пояснюють прискорення перебігу хімічних реакцій, в тому числі і в живих клітинах.