

ЛЕКЦІЯ 4. Молекулярна фізика та термодинаміка як фізична теорія

План

1. Структура молекулярної фізики та термодинаміки.
2. Основа молекулярної фізики та термодинаміки.
3. Ядро молекулярної фізики та термодинаміки та його подання у шкільному курсі фізики.
4. Наслідки молекулярної фізики та термодинаміки.
5. Межі застосування молекулярної фізики та термодинаміки.

1. Структура молекулярної фізики та термодинаміки

СТРУКТУРА МОЛЕКУЛЯРНОЇ ФІЗИКИ ТА ТЕРМОДИНАМІКИ			
Основа	Ядро	Наслідки (виведення)	Інтерпретація
<p><i>Емпіричний базис:</i> основні положення МКТ. Ряд експериментальних фактів: дифузія, легка стисливість газу, здатність займати увесь наданий йому об'єм.</p> <p><i>Система понять:</i> Атом, молекула, моль, речовина; величини, що описують поведінку ідеального газу: Мікроскопічні величини: діаметр і маса молекули, середня відстань між молекулами, довжина вільного пробігу молекули, відносна молекулярна маса, середня і середня квадратична швидкість молекул, середня</p>	<p><i>Закони:</i> 1,2,3-й закони Ньютона.</p> <p><i>Закони збереження:</i> ЗЗЕ, ЗЗІ.</p> <p><i>Принципи:</i> нульове, перше, друге і третє начала термодинаміки.</p> <p><i>Фунд. фіз. постійні:</i> стала Больцмана, число Авогадро, універсальна газова стала</p>	<p><i>Пояснення</i> агрегатних станів речовини.</p> <p>Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії рівняння Клазіуса), рівняння стану газу, емпіричні газові закони, застосування теорії до пояснення властивостей газів</p> <p><i>Застосування законів в техніці</i> (теплові двигуни)</p> <p><i>Передбачення:</i> властивості матеріалів</p>	<p>Межі застосування теорії;</p> <p>$v \ll c$, інерціальні системи відліку.</p>

кінетична енергія молекул. Макроскопічні величини: кількість речовини, маса речовини, молярна маса, температура, об'єм, тиск. та ін, <i>Моделі:</i> ідеальний газ Газові закони			
--	--	--	--

2. Основа молекулярної фізики та термодинаміки

Основні положення МКТ

І положення:

Всі тіла складаються з частинок – атомів, молекул і іонів, в склад яких входять ще менші частинки, які умовно називають елементарними.

Молекулою(від латинського „молес” – маса, „кула” – зменшувальний суфікс) називають найменшу частинку речовини, здатну до самостійного існування, яка зберігає хімічні властивості цієї речовини.

Атомною одиницею маси називається $\frac{1}{12}$ маси ізотопу вуглецю C_6^{12} .

Маса молекули(атома), виражена в атомних одиницях маси, називається відносно молекулярною(атомною) масою A . Вона показує у скільки разів маса молекули речовини більша $\frac{1}{12}$ маси ізотопу вуглецю C_6^{12} .

Атомна одиниця маси

$$A = \frac{m}{\frac{1}{12} m_{C_6^{12}}} \quad m = 1,660 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Отже, масу молекули можна знайти за відомою відносною молекулярною масою.

$$m = m_{\text{відн}} \cdot 1,660 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

для кількісної характеристики однорідних тіл по кількості атомів і молекул, що містяться в них, вводиться поняття *кількості речовини*.

Кількістю речовини називається фізична величина, що визначається кількістю специфічних структурних елементів, атомів, молекул або іонів, - з яких складається речовина. Так як маси окремих структурних елементів, наприклад, молекул, відрізняються, то однакові кількості різних речовин мають різну масу. Підкреслимо, що маса не є мірою кількості речовини.

В СІ за одиницю вимірювання кількості речовини прийнято 1 моль – кількості речовини, що містить стільки ж молекул(атомів), скільки атомів міститься в 0,012 кг вуглецю C_6^{12} .

Кількість атомів чи молекул, що містяться в 1 молі речовини, називається числом Авогадро(N_A).

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Масу однієї молекули чи атома можна отримати із співвідношення

$$m_A = \frac{A}{N_A} \quad (1)$$

$$m_M = \frac{M}{N_A}$$

II положення:

Між частинками будь-якого тіла (атомами, молекулами і іонами) одночасно діють сили взаємного притягання і сили взаємного відштовхування.

Закон дії усереднених сил виявляється порівняно простим і має вигляд:

1) для сил притягання

$$F_{np} = -\frac{a}{r^7} \quad (2)$$

2) для сил відштовхування

$$F_{від} = \frac{b}{r^{13}} \quad (3)$$

де a і b – коефіцієнти пропорційності, що залежать від будови молекул, які взаємодіють.

III положення:

Атоми, молекули і іони перебувають в неперервному хаотичному русі.

Ідеальний газ

а) молекули – пружні кульки, розмірами яких можна знехтувати (матеріальні точки), що рухаються хаотично, при цьому між ними відбуваються пружні зіткнення;

б) сили притягання між молекулами газу нехтовно малі бо молекули знаходяться на значних відстанях одна від одної.

Сили відштовхування між молекулами виявляються тільки в моменти взаємозіткнень останніх;

в) кількість взаємозіткнень між молекулами набагато менше в порівнянні з кількістю ударів об стінки посудини, в якій газ знаходиться.

г) об'єм молекул газу в порівнянні з об'ємом посудини, в якій газ знаходиться, можна знехтувати.

Газ, що задовольняє цим умовам, називається *ідеальним*.

Явища переносу

Хаотичний рух молекул газу веде до безперервного перемішування газу. З цим пов'язаний ряд важливих явищ, що відбуваються в газах.

Якщо в різних частинах об'єму газу густина була спочатку неоднаковою, то з часом вона вирівнюється. Також, якщо два різних газу дотикаються, то вони рівномірно перемішуються між собою. Це явище називається *дифузією*.

Дифузія – розповсюдження речовини в деякому середовищі в напрямі зменшення її концентрації, зумовлене тепловим рухом атомів, молекул, іонів і інших більш великих частинок.

В об'ємі газу, частини якого мають різну температуру, відбувається поступове вирівнювання температури внаслідок переносу молекулами своєї енергії. Це явище називається **теплопровідністю**.

Теплопровідність – один з видів теплообміну, при якому перенесення енергії в формі теплоти в нерівномірно нагрітому середовищі має атомно-молекулярний характер (не пов'язаний з макроскопічним рухом речовини).

В'язкість (внутрішнє тертя) рідин і газів - властивість рідин і газів чинити опір переміщенню однієї їх частини відносно іншої.

Всі вище названі явища зумовлені однією причиною – переносом молекулами газу в процесі хаотичного руху своїх характеристик:

маси – дифузія

енергія - теплопровідність

імпульсу руху – внутрішнє тертя (в'язкість)

Тому механізм всіх цих явищ однаковий і всі вони об'єднані спільною назвою **явищ переносу**.

Термодинамічна система – сукупність тіл, які можуть обмінюватись між собою і з іншими тілами (зовнішнім середовищем) енергією і речовиною.

Поняття температури

Початкове визначення температури: температура є *єдина функція стану термодинамічних систем (тіл), що визначає напрям самовільного теплообміну між цими системами, тобто, системи, що знаходяться в тепловій рівновазі, мають однакову температуру у будь-якій температурній шкалі*

Нульове начало термодинаміки. ізолювана термодинамічна система з плином часу спонтанно переходить у стан термодинамічної рівноваги і залишається в ньому як завгодно довго, якщо зовнішні умови зберігаються незмінними.

Температура в емпіричних шкалах вимірюється приладами (термометрами), принцип дії яких заснований на залежності від температури якої-небудь властивості речовини: лінійного розширення, тиску, електричного опору, термо-е.р.с, випромінювання і тому подібне.

З точки зору молекулярно-кінетичної теорії температура визначається як фізична величина, пропорційна середній кінетичній енергії поступального руху молекул ідеального газу

Внутрішня енергія

Під внутрішньою енергією термодинамічної системи ми будемо розуміти енергію теплового руху (поступального, обертального, коливного) молекул і потенціальну енергію їх взаємодії. У випадку ідеального газу нехтуємо

силами міжмолекулярної взаємодії і внутрішня енергія дорівнює сумі енергій хаотичного (теплого) руху всіх молекул .

Внутрішня енергія має такі властивості :

- 1) В стані теплової рівноваги частинки макроскопічного тіла рухаються так , що їх сумарна енергія U з високою точністю дорівнює енергії тіла .
- 2) Внутрішня енергія тіла є функцією його макроскопічного стану , тобто залежить від макроскопічних параметрів тіла (p, V, T) .
- 3) Внутрішня енергія має властивості адитивності , тобто внутрішня енергія системи тіл дорівнює сумі внутрішніх енергій кожного тіла .

Внутрішня енергія термодинамічної системи не може явно залежати від її макроскопічних рухів і від зовнішніх сил , що діють на систему.

Кількість теплоти

Кількість теплоти – це кількість внутрішньої енергії , переданої в процесі теплообміну від одного макроскопічного тіла до іншого без виконання роботи .

Кількість теплоти є функцією процесу зміни стану тіла чи системи.

Між теплою і роботою існує глибока якісна різниця. Тепло і робота є нерівноцінними формами передачі енергії . Виконання роботи над системою може безпосередньо привести до збільшення будь-якого виду енергії системи (кінетичної , потенціальної , внутрішньої) .

Надання системі чи тілу теплоти , тобто збільшення енергії хаотичного (теплого) руху її частинок безпосередньо веде до збільшення внутрішньої енергії системи .

Питома і молярна теплоємність

Питома теплоємність називається відношення кількості теплоти , одержаної системою , до її маси і зміни її температури

$$c = \frac{Q}{m(T_2 - T_1)}$$

$\frac{\text{Дж}}{\text{кгК}}$

Одиницею питомої теплоємності є $\frac{\text{Дж}}{\text{кгК}}$.

Крім питомої теплоємності речовини введемо поняття молярної теплоємності C_M .

Молярною теплоємністю називається кількість теплоти , необхідної для нагрівання моля речовини на 1 градус

$$[C_M] = \frac{\text{Дж}}{\text{мольК}}$$

Питома теплоємність пов'язана з молярною співвідношенням :

$$C_M = M c , \text{ де } M - \text{ молярна маса речовини .}$$

Ентропія

Ентропія – це фізична величина, що характеризує направленість процесів в природі.

Статистичне тлумачення ентропії

Больцман встановив, що ентропія пропорційна логарифму термодинамічної ймовірності, а Планк показав, що коефіцієнтом пропорційності є постійна Больцмана:

$$S = k \ln W$$

Основні властивості ентропії:

1. Ентропія є функцією стану системи
2. Ентропія адитивна $S = S^{(1)} + S^{(2)}$
3. При необоротних процесах ентропія зростає, тобто $\Delta S > 0$
4. Для оборотних процесів ентропія системи не змінюється, тобто $\Delta S = 0$

Термодинамічне тлумачення ентропії

Так як інтеграл $\int \frac{dQ}{T} = 0$ підінтегральний вираз $\frac{dQ}{T}$ є повним диференціалом

деякої функції S , що залежить тільки від стану системи і не залежить від шляху, яким система прийшла в цей стан. Таким чином

$$\frac{dQ}{T} = dS.$$

Функція S і є ентропією.

Зміна ентропії при переході із стану A в стан B

$$\Delta S = \int_A^B \frac{dQ}{T}$$

3. Ядро молекулярної фізики та термодинаміки та його подання у шкільному курсі фізики.

Перше начало термодинаміки

Перше начало термодинаміки математично не виводиться, є узагальненням дослідних фактів і записується в такому вигляді:

$$\delta Q = du + \delta A \quad (1)$$

де δQ - елементарна кількість теплоти.

du - зміна внутрішньої енергії системи.

δA - елементарна робота.

Друге начало термодинаміки

Найбільш загальне формулювання: При будь-яких процесах, що протікають в замкнутій і адіабатно ізольованій макроскопічній системі її ентропія не зменшується, тобто $\Delta S \geq 0$

Твердження про неможливість побудови вічного двигуна II роду є ще одним формулюванням II начала термодинаміки.

В. Томсон дав таке формулювання II начала термодинаміки:

Неможливий круговий процес, єдиним результатом якого було б виконання роботи за рахунок охолодження теплового резервуару.

Під тепловим резервуаром розуміють тіло чи систему тіл, що знаходиться в стані теплової рівноваги і має запас внутрішньої енергії.

Клаузіус :

Неможливий процес, єдиним результатом якого була б передача енергії у формі тепла від менш нагрітого тіла до більш нагрітого.

Постулат Клаузіуса не стверджує, що передача тепла від тіла менш нагрітого до тіла більш нагрітого взагалі неможлива. Якщо допустити інші процеси, то така передача тепла стає можливою. Такі процеси називаються *компенсуючими*. →

Третє начало термодинаміки –

теорема Нернста-Планка – постулює поведінку термодинамічних систем при абсолютному нулі (нулі Кельвін): ентропія усіх тіл у стані рівноваги прямує до нуля по мірі наближення температури до нуля Кельвін:

$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$$

Принцип відповідності припускає, що теорія, справедливність якої була встановлена для тієї чи іншої предметної області, з появою нових теорій не відкидається як невірна, а зберігає своє значення для попередньої області як граничний випадок і частковий випадок нової теорії. Наприклад, зв'язок між рухом електрона в атомі і випромінюванням атома, між класичною і релятивістською механікою і т.д.

Цей принцип було введено Н.Бором. До речі, він працює і в математиці (геометрія Лобачевського і Евкліда), в біології (хромосомна теорія і теорія Менделя).

Принцип доповнюваності - розумівся Бором (який ввів і цей принцип) як доповнюваність хвильових і корпускулярних уявлень, причому «доповнюваність» означає, що кожен із доповнених аспектів не має сенсу без іншого (термодинамічний і статистичний методи, теорія Максвелла, Лоренца-Друде і термодинаміка).

Принцип симетрії - це поняття, пов'язане із поняттями однорідності і неоднорідності, ізотропності і анізотропності, рівномірності і нерівномірності, порядку і безпорядку. Всі фізичні закони пронизані принципом симетрії. З симетрією безпосередньо пов'язані закони збереження.

Принцип причинності - складається з динамічної причинності згідно з якою існують однозначні зв'язки між причиною і наслідком; і імовірнісної причинності, суть якої полягає у неможливості однозначного визначення стану системи по заданому початковому стану і закону його зміни. Статистичні теорії і закони глибше відображають причинно-наслідкові зв'язки і тому є фундаментальними у порівнянні з динамічними

4. Наслідки молекулярної фізики та термодинаміки.

Ізотермічний процес .

$$T = \text{const}$$

Внутрішня енергія ідеального газу при цьому змінюватися не буде, бо $dT=0$, а отже і $du=0$

Вся підведена кількість теплоти витрачається на роботу проти сил зовнішнього тиску.

Підрахуємо роботу при ізотермічному процесі

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

Для 1 моля газу, скориставшись рівнянням Менделєєва-Клапейрона, отримаємо $\left\| pV = RT \Rightarrow p = \frac{RT}{V} \right\|$

$$A = \int_{V_1}^{V_2} RT \frac{dV}{V} = RT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = RT \ln V \Big|_{V_1}^{V_2} = RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$A = RT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (3)$$

Ізобарний процес.

$p = \text{const}$

Кількість теплоти, що підводиться до газу, витрачається і на збільшення внутрішньої енергії і на роботу розширення, яку здійснює газ проти сил зовнішнього тиску.

Отже, і почало для ізобарного процесу має вигляд

$$\delta Q = du + \delta A \quad (5)$$

Підрахуємо роботу, що виконується при ізобарному процесі.

$$\delta A = p dV$$

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

$$A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V \quad (6)$$

Ізохорний процес .

$V = \text{const}$

Кількість теплоти δQ йде тільки на збільшення внутрішньої енергії газу.

Тоді

$$\delta Q = du \quad (4)$$

бо $\delta A = p dV$ але $dV=0$, тоді $\delta A=0$

Адіабатний процес.

Адіабатним називається процес, що відбувається при відсутності теплообміну між системою і навколишнім середовищем.

Адіабатно ізольованою називається система, яка не вступає в теплообмін з навколишнім середовищем. Відповідно з цим означенням кількість теплоти, яку отримує така система, дорівнює нулю.

Поняття адіабатично ізольованої системи є ідеалізацією деяких реальних систем.

Перш за все теплообмін відбувається як правило досить повільно, значно повільніше, ніж передачі енергії за допомогою інших процесів. Тому будь-який швидкий процес типу: спалахи, вибухи, удару, стиску і інші може з високою точністю розглядатися як адіабатний.

З іншого боку, систему можна наблизити до адіабатної, затруднивши теплообмін з навколишнім середовищем, тобто створивши надійну теплоізоляцію (посудина Д'юара).

$$\text{Отже } \delta Q = 0$$

Тому і начало термодинаміки для адіабатного процесу:

$$0 = du + \delta A$$

$$dA = -du \quad (7)$$

Наслідки з основного рівняння кінетичної теорії ідеального газу.

а) Закон Бойля – Маріотта

Скористаємося рівнянням Клаузіуса у вигляді:

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E}_k$$

Врахувавши, що $n = \frac{N}{V}$, тому отримаємо $p = \frac{N}{V} \bar{E}_k \Rightarrow pV = \frac{2}{3} N \bar{E}_k$

Закон Бойля – Маріотта описує ізотермічний процес, тобто процес, що протікає при постійній температурі $t = const$, тоді $\bar{E}_k = const$.

По друге, закон Бойля – Маріотта має місце для газу, кількість молекул якого незмінна, тобто $\frac{2}{3} N = const$

$$\text{Тоді } \begin{cases} PV = const \\ m = const \\ t = const \end{cases} \text{ - закон Бойля – Маріотта.}$$

Добуток тиску газу на об'єм при даній масі газу і при постійній температурі є величина постійна.

Виникає питання:

в чому полягає фізичний зміст закону Бойля – Маріотта?

Для відповіді на поставлене питання перевіримо розмірність цього закону в СІ.

$$[PV] = [Pa \cdot m^3] = \left[\frac{H}{m^2} \cdot m^3 \right] = [H \cdot m] = [Дж]$$

Отже, з точки зору фізики закон Бойля – Маріотта показує, що при ізотермічному процесі внутрішня енергія газу не змінюється.

б) Середня кінетична енергія поступального руху молекули ідеального газу.

Скористаємося основним рівнянням Клаузіуса в формі:

$$p = \frac{2}{3} \frac{N}{V_m} \bar{E}_k, \text{ де } V_m - \text{молярний об'єм}$$

$$pV_m = \frac{2}{3} N \bar{E}_k$$

Для молярного об'єму кількість молекул дорівнює числу Авогадро $N = N_A$

$$pV_m = \frac{2}{3} N_A \bar{E}_k \quad (1)$$

Запишемо рівняння Клапейрона – Менделєєва для 1 моля газу:

$$pV_m = RT \quad (2)$$

Співставивши (1) і (2), отримаємо:

$$\frac{2}{3} N_A \bar{E}_k = RT \Rightarrow \bar{E}_k = \frac{3}{2} \left(\frac{R}{N_A} \right) T$$

$$\frac{R}{N_A} = k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}} - \text{постійна Больцмана}$$

$$\text{Отже, } \bar{E}_k = \frac{3}{2} kT \quad (3)$$

З (3) слідує фізичний зміст постійної Больцмана:

вона показує, яку роботу здійснює 1 молекула газу, що рухається з деякою середньою швидкістю, при підвищенні температури газу на 1 °К.

в) Число Лошмідта

Підрахуємо кількість молекул газу в одиницю об'єму. Для цього скористаємося основним рівнянням МКТ, що має вигляд:

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E}_k$$

Підставляючи сюди значення \bar{E}_k з формули (3), отримаємо:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{3}{2} kT$$

$$p = nkT \quad (4)$$

$$\text{Тоді } n_0 = \frac{p}{kT} \quad (5)$$

При однакових температурі і тиску всі газу містять в одиниці об'єму однакову кількість молекул. Кількість молекул, що міститься в 1 м³ газу за нормальних умов називається *числом Лошмідта*. За формулою (5) воно дорівнює

$$n_0 = \frac{1,03 \cdot 10^5 \text{ Па}}{1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}} \cdot 237^0 \text{ К}} = 2,69 \cdot 10^{25} \text{ м}^{-3}$$

г) Середня квадратична швидкість руху молекул ідеального газу:

Виводячи основне рівняння МКТ ми позначимо середню квадратичну швидкість через \bar{v}^2 . Тоді середня кінетична енергія

$$\bar{E}_k = \frac{m\bar{v}^2}{2}. \text{ З іншого боку } \bar{E}_k = \frac{3}{2}kT$$

$$\text{Тоді } \frac{m\bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2}kT \Rightarrow \bar{v}^2 = \frac{3kT}{m}$$

$$v_{c.кв.} = \sqrt{\bar{v}^2} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

$$k = \frac{R}{N_A} \quad v_{c.кв.} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{mN_A}}$$

$$m = \frac{M}{N_A} \Rightarrow M = mN_A$$

$$v_{c.кв.} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (6)$$

тобто для даного газу середня квадратична швидкість молекул пропорційна кореню квадратному з абсолютної температури і залежить тільки від неї.

5. Межі застосування молекулярної фізики та термодинаміки . (Завдання на самостійну роботу студентів).

Можливі варіанти вивчення молекулярної фізики та термодинаміки у шкільному курсі фізики.

Структуру розділу «Молекулярна фізика» визначають дві обставини: обраний метод вивчення газових законів (індуктивний чи дедуктивний) та метод введення поняття температури.

При індуктивному вивченні газових законів спочатку на доступному рівні розглядають основні положення молекулярно-кінетичної теорії, потім деякі питання термодинаміки, газові закони вводять емпірично і пояснюють з точки зору молекулярних уявлень і на основі термодинамічного підходу. Методична ідея в цьому випадку полягає у спільному вивченні теплових явищ та молекулярної фізики, в дослідному вивченні властивостей речовин і їх пояснення на основі теорії.

У цьому випадку розділ має наступну структуру: основні положення молекулярно-кінетичної теорії - основи термодинаміки (теплова рівновага, параметри стану, температура, газові закони, абсолютна температура, перший закон термодинаміки) - молекулярно-кінетична теорія ідеального газу (основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів, температура - міра середньої кінетичної енергії молекул) - властивості газів, рідин і твердих тіл та їх взаємні перетворення.

Емпіричний підхід до вивчення газових законів цілком доступний для учнів, при його використанні уявлення і поняття формують на чуттєво-конкретній основі, він не вимагає високого рівня абстрактного мислення, відповідає історії відкриття газових законів і дозволяє знайомити учнів із шляхами розвитку фізики. Недоліком цього підходу є те, що він не дозволяє повністю використовувати молекулярно-кінетичну теорію для опису властивостей ідеального газу.

При дедуктивному підході спочатку вивчають молекулярно-кінетичну теорію ідеального газу: виводять основне рівняння МКТ газів, постулюють чи виводять зв'язок температури з середньою кінетичною енергією поступального руху молекули газу, і встановлюють рівняння стану ідеального газу $p = nkT$ або $PV = m/M RT$. Газові закони розглядають як наслідки рівняння стану ідеального газу та підтверджують експериментально. Далі можна вивчати закони термодинаміки і розглядати застосування першого закону термодинаміки до ізопроцесів.

Структура розділу в цьому випадку може бути наступною: основи молекулярно-кінетичної теорії (основні положення молекулярно-кінетичної теорії, основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів) - температура (теплова рівновага, температура, абсолютна температура, температура - міра середньої кінетичної енергії молекул) - рівняння стану ідеального газу, газові закони, перший закон термодинаміки - властивості газів, рідин і твердих тіл.

Такий підхід має цілий ряд переваг в порівнянні з індуктивним, одна з яких полягає у відповідності його основній ідеї сучасного шкільного курсу - посиленню ролі наукових теорій. Крім того, він дозволяє наочно продемонструвати той факт, що фундаментальних законів фізики не так багато, більшість же можуть бути отримані як окремі випадки з більш загальних законів. Застосування тут дедуктивного методу відіграє велику роль у формуванні наукового світогляду і розвитку мислення школярів. Він також дозволяє отримати вигреш у часі. З точки зору відповідності дидактичним принципам слід визнати, що дедуктивне вивчення газових законів у цілому доступно старшокласникам, так як рівень абстрактного мислення у них досить високий.

При дедуктивному підході до вивчення газових законів можлива й інша структура розділу, при якій школярів спочатку знайомлять з основними поняттями і законами молекулярно-кінетичної теорії та термодинаміки, а потім застосовують в єдності апарат цих теорій для вивчення властивостей макроскопічних систем. У цьому випадку розділ має наступну структуру: основні положення молекулярно-кінетичної теорії - основи термодинаміки - будова і властивості газів, рідин і твердих тіл - агрегатні перетворення.

Що стосується введення поняття температури, то при індуктивному вивченні газових законів послідовність його розкриття така: температура як параметр стану макроскопічної системи - абсолютна температура (із закону Шарля або Гей-Люссака) - температура - міра середньої кінетичної енергії молекул (з основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів і емпірично отриманого рівняння стану ідеального газу).

При дедуктивному вивченні газових законів поняття температури вводять наступним чином: температура як параметр стану макроскопічної системи абсолютна температура - міра середньої кінетичної енергії молекул (з основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів та експериментально встановленої сталості величини $\Theta = PV/N$ для всіх газів в стані теплової рівноваги показують, що абсолютна температура пропорційна середній кінетичній енергії молекул)

При дедуктивному вивченні газових законів можна ввести поняття температури за наступною схемою: температура як параметр стану макроскопічної системи - температура - міра середньої кінетичної енергії молекул (за визначенням після розгляду основного рівняння молекулярно-кінетичної теорії газів) - абсолютна температура.