

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

**Циклова комісія економіки, соціально-гуманітарних
та фундаментальних дисциплін**

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

з навчальної дисципліни

«Фізика»

обов'язкових компонент

освітньо-професійної програми першого(бакалаврського) рівня вищої освіти

**173 Авіоніка
(Авіоніка)**

за темою №2 – Молекулярна фізика та термодинаміка

Кременчук 2023

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 30.08.2023 № 7

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 28.08.2023 № 1

ПОГОДЖЕНО

Секцією Науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 29.08.2023 № 7

Розглянуто на засіданні циклової комісії економіки, соціально-гуманітарних та фундаментальних дисциплін, протокол від 28.08.2023 № 1.

Розробник: викладач циклової комісії авіаційного і радіоелектронного обладнання, к.т.н., спеціаліст вищої категорії, викладач-методист Волканін Є.Є.

Рецензенти:

1. Інженер з технічного обслуговування, ремонту та діагностики авіаційної техніки ТОВ «ЕЙР ТАУРУС» Калінін О.В.
2. Професор циклової комісії авіаційного і радіоелектронного обладнання, к.т.н., спеціаліст вищої категорії Гаврилюк Ю.М.

План лекцій:

1. Основні положення молекулярно-кінетичної теорії та їх експериментальне підтвердження.
2. Характеристики та тепловий рух молекул.
3. Рівняння стану ідеального газу.
4. Перший закон термодинаміки.
5. Теплоємності ідеального газу.
6. Політропні процеси.
7. Процес Джоуля-Томсона.
8. Теплові двигуни.
9. Друге начало термодинаміки.
10. Теорема Карно.

Рекомендована література:

Основна література:

1. Фізика: Підручник / В.В. Бойко, Г.І. Булах, Я.О. Гуменюк, П.П. Ільїн. – К.: Видавництво Ліра-К, 2016. – 468 с.
2. Дмитрієва В. Ф. Фізика : навчальний посібник / В. Ф. Дмитрієва. – К.: Техніка, 2008. – 608 с.
3. Курс фізики модульно-рейтингова система навчання: підруч. Для студ. Вищ. Техн. Навч. Закл./ Андріяшик М.В., Вербицький Б.І., Король А.М. – К.: НВЦ «Фламенко», 2008. – 530 с.

Допоміжна література:

1. Фізика. Задачі з розв'язаннями: Навч. посібник І. П. Гаркуша, З. П. Мокляк, Ю. О. Буслов – Дніпропетровськ; Національна гірнича академія України, 2003.
2. Волков О. Ф. Курс фізики ; у 2-х т. – Т.1: Фізичні основи механіки. Молекулярна фізика і термодинаміка. Електростатика. Постійний струм. Електромагнетизм : навчальний посібник для студентів інженерно-технічних спеціальностей вищих навчальних закладів / О. Ф. Волков, Т. П. Лумпієва. – Донецьк : ДонНТУ, 2009. – 224 с.
3. Волков О. Ф. Курс фізики ; у 2-х т. – Т.2: Коливання і хвилі. Хвильова і квантова оптика. Елементи квантової механіки. Основи фізики твердого тіла. Елементи фізики атомного ядра : навчальний посібник для студентів інженерно-технічних спеціальностей вищих навчальних закладів / О. Ф. Волков, Т. П. Лумпієва. – Донецьк: ДонНТУ, 2009. – 208 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті:

1. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=272&chapterid=11f>
2. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=296>
3. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=297>
4. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=299>
5. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=301>
6. <http://physics.zfftt.kpi.ua/mod/book/view.php?id=302>

Текст лекції

1. Основні положення молекулярно-кінетичної теорії та їх експериментальне підтвердження.

Кінетична теорія (газів) — теорія, що пояснює властивості ідеального газу, в основі якої лежать такі припущення:

- газ є ідеальним;
- молекули газу мають нехтувально малі розміри, невинно рухаються і пружно вдаряються одна в одну чи в поверхню;
- середня кінетична енергія частинок газу є прямо пропорційною термодинамічній температурі газу.

Основне рівняння молекулярно-кінетичної теорії.

Молекулярно-кінетична теорія виходить із того, що речовина, зокрема газ складається з великої кількості мікроскопічних частинок (молекул), які рухаються хаотично. Частинки стикаються між собою та зі стінками посудини, створюючи на ці стінки тиск. Усі зіткнення вважаються пружними, тобто проходять без втрати енергії. Середня кінетична енергія руху частинок залежить від температури.

Середня кінетична енергія руху молекули

$$\bar{E} = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{3}{2}k_B T,$$

де m — маса частинки, v — її швидкість, k_B — стала Больцмана, T — температура.

Середня швидкість частинок у газі дорівнює

$$\bar{v} = \sqrt{\bar{v}^2} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}},$$

де R — універсальна газова стала, M — молярна маса.

Тиск газу на стінки посудини визначається з того міркування, що при пружньому відбитті частинки від стінки, зміна її імпульсу дорівнює $2mv_x$, де v_x — перпендикулярна до стінки складова швидкості. Підрахувавши переданий за час Δt імпульс, і прирівнявши його до імпульсу сили для тиску отримуємо

$$P = \frac{F}{S} = n m \overline{v_x^2} = \frac{1}{3} n m \overline{v^2}$$

де n — кількість частинок в одиничному об'ємі.

Основні положення МКТ речовини:

I. Будь-які речовини мають дискретну (переривчасту) будову. Вони складаються з найдрібніших частинок молекул і атомів. Підтвердженням дискретності є прокатка, кування металу, отримання 1974 року фотографії окремих молекул і атомів, розчинність речовин тощо.

Молекули — найменші частинки, які мають хімічні властивості речовини. Молекули складаються з простіших частинок — атомів хімічних елементів. У природі є 92 хімічні елементи. Разом із штучними наразі налічується 105 елементів.

Речовину, яка побудована з атомів лише одного виду, називають елементом (водень, кисень, азот тощо). Кожен елемент має свій номер Z в таблиці Менделєєва. Число Z визначає кількість протонів у ядрах атомів і електронів, що рухаються в атомі навколо ядра.

II. Молекули знаходяться в стані неперервного хаотичного (невпорядкованого) руху, що називається тепловим і у загальному випадку є сукупністю поступального, обертального і коливального рухів.

Під час нагрівання речовини швидкість теплового руху і кінетична енергія його частинок збільшуються, а під час охолодження зменшуються. Ступінь нагрітості тіла характеризує його температура, яка є мірою середньої кінетичної енергії хаотичного поступального руху молекул цього тіла.

III. Молекули взаємодіють одна з одною із силами електромагнітної природи, причому на великих відстанях вони притягуються, а на малих — відштовхуються. Сили притягання і відштовхування між молекулами діють постійно.

Молекули різних речовин по-різному взаємодіють одна з одною. Ця взаємодія залежить від типу молекул і відстані між ними. Залежно від характеру руху і взаємодії молекул розрізняють три стани речовини: твердий, рідкий, газоподібний (плазма).

Плазма — сильно іонізований газ (повітря), під дією високих температур. Для газів характерні великі міжмолекулярні відстані, малі сили притягання, тому гази можуть необмежено розширюватись. Молекули газу хаотично рухаються, співударяються одна з одною і зі стінками посудини.

У рідинах молекули розміщені тісно і коливаються навколо положення рівноваги, а також перескакують з одного рівноважного положення в інше (ближній порядок).

У твердих тілах сили взаємодії кожної молекули із сусідніми настільки великі, що молекула здійснює малі коливання навколо деякого сталого положення рівноваги — вузла кристалічних ґрат — дальній порядок.

Молекулярно-кінетичну теорію речовини підтверджено такими дослідними і спостереженнями:

дослід із змішуванням рідин;

дослід із розчиненням твердих речовин в рідинах;

спостереження над стисливістю речовин;

деформації твердих тіл;

броунівський рух;

спостереження дифузії;

зображення окремих молекул, отримані за допомогою іонного проектора, електронного мікроскопа;

рентгеноструктурний аналіз речовин;

спостереження космосу.

Дифузія — це явище змішування самих по собі речовин одна з одною. Найпростіший приклад дифузії в газах — швидке поширення запахів навіть в спокійному повітрі: аромат парфумів вже через декілька хвилин відчувається по всій кімнаті. Це легко пояснити з точки зору молекулярно-кінетичної теорії: молекули обох газів, рухаючись неупорядковано і стикаючись одна з одною, проникають у проміжки між сусідніми молекулами, що призводить до проникнення одного газу в інший; поступово виникає однорідна суміш газів.

У рідинах дифузія відбувається значно повільніше. Якщо налити в скляний циліндр до його половини концентрований розчин мідного купоросу, а потім зверху обережно долити воду, спочатку видно чітку межу між рідинами. З часом вона стає менш різкою, і за декілька днів обидві рідини повністю перемішуються, утворюючи однорідний розчин. Швидкість дифузії залежить від температури рідини. В цьому легко переконатись, підігріваючи циліндр з розчином. В цьому випадку дифузія відбуватиметься швидше, що можна пояснити зростанням швидкості частинок.

Дифундують і молекули твердих тіл, та при звичайних температурах дуже повільно. Було виконано такий дослід. На золоту пластинку поставили свинцевий циліндр з старанно очищеною від оксидів основою, і залишили в

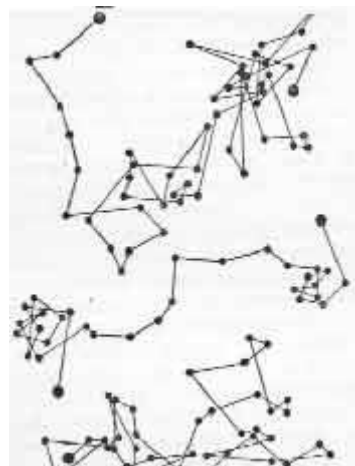
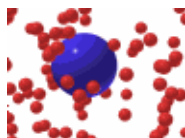
такому положенні при кімнатній температурі на кілька років. Через 4 роки свинцевий циліндр «спаявся» з золотою пластинкою, і хімічний аналіз показав, що невелика кількість золота проникла в свинець, а свинцю – в золото, на глибину близько 5мм. Це можна пояснити тим, що частинки твердих тіл зрідка покидають свої місця і переходять в інші – ці «мандруючі» молекули чи атоми і обумовлюють дифузію в твердих тілах.

Осмос – важливий випадок дифузії – взаємне проникнення речовин крізь пористі перегородки. Дифузію рідин крізь пористу перегородку можна спостерігати на такому досліді. Затягнемо широкий отвір лійки целофаном або пергаментом, наповнимо її розчином мідного купоросу і опустимо в посудину з водою. Через певний час рівень розчину в лійці підвищиться. Отже, вода дифундує в розчин мідного купоросу швидше, ніж розчин в воду. Блакитне забарвлення води в посудині свідчить про те, що мідний купорос хоч і повільно, все ж дифундує в воду.

Броунівський рух - є одним з найбільш переконливих доказів існування молекул і їх хаотичного теплового руху. Названий на честь англійського ботаніка Броуна. Він розглядав в мікроскоп краплину води і звернув у вагу на неупорядкований рух плаваючих у ній спор рослин: ці частинки створювали неупинний неупорядкований рух – своєрідний «вічний танок». Це явище можете спостерігати і ви. Для цього краплю дуже розведеної у воді туші слід помістити на предметне скло мікроскопа зі збільшенням в 500-600 разів. Рідина, яка здавалась суцільною і однорідною, в полі зору мікроскопа виглядатиме зовсім інакше: чорні, неправильної форми шматочки різних розмірів плавають у безбарвній рідині. Зрозуміло, що це не молекули, а шматочки сажі, з якої виготовлена туш. Зосередивши увагу на одній з найдрібніших крупинок сажі, побачимо, що вона рухається хаотично, переміщуючись то в один, то в інший бік. Якщо положення цієї частинки позначити через рівні послідовні інтервали часу (30с) крапками і з'єднати їх прямими, то дістанемо заплутану ламану (мал.2), однак не вона не є її дійсною траєкторією, що насправді набагато складніша.

В броунівському русі вражає одна незвична для нас особливість – рух частинок не припиняється за будь-яких обставин. Отже, причину цього руху слід шукати в самій рідині.

Молекули води весь час перебувають в хаотичному русі, і завислі у воді частинки речовини зазнають поштовхів молекул з усіх боків. Коли виникає тимчасова перевага ударів з якогось одного боку, то частинка переміщується в протилежний бік. Ця перевага надає руху лише малим частинкам, тому броунівський рух є відображенням руху молекул рідини.



2. Характеристики та тепловий рух молекул.

Атоми і молекули мають дуже малі масу й розміри. Найлегший атом (Гідроген H) має масу $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, а найважчий Уран U) $4 \cdot 10^{-25}$ кг. Розміри атомів і простих молекул складають $\sim 10^{-10}$ м, а концентрація (кількість в одиниці об'єму) у твердих тілах і рідинах $\sim 10^{29}$ 1/м³, а у газах $\sim 10^{26}$ 1/м³. Тому в атомній та молекулярній фізиці масу частинок вимірюють в умовних атомних одиницях маси для характеристики всієї сукупності частинок у тілі вводять поняття кількості речовини та молярної маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) – це величина, що дорівнює 1/12 частині маси ізотопу Карбону ¹²C:

$$1 \text{ а.о.м.} = (1/12)m_C$$

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Маса молекули (атома), виражена в а.о.м., називається відносною молекулярною (атомною) масою даної речовини M_r :

$$M_r = \frac{m}{(1/12)m_C}.$$

Відносні атомні маси вказані в періодичній системі елементів, а відносні молекулярні маси визначаються за хімічною формулою сполуки.

Кількість речовини визначається кількістю структурних елементів (частинок), з яких вона складається і вимірюється у молях. За означенням 1 моль – це кількість речовини, в якій міститься стільки частинок (атомів або молекул), скільки їх є в 12 г Карбону ¹²C. Кількість частинок в одному молі називається числом (сталою) Авогадро N_0 :

$$N_0 = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.}$$

Отже, кількість речовини ν (моль) визначається як

$$\nu = \frac{N}{N_0},$$

де N – повна кількість молекул, що міститься в речовині.

Молярна маса M , поряд із відносною молекулярною масою M_r , є індивідуальною характеристикою речовини й дорівнює вираженій у кілограмах масі одного моля речовини. Тож між молярною масою M речовини та відносною молекулярною масою M_r її молекули існує прямий числовий зв'язок:

$$\begin{aligned} M \text{ (кг/моль)} &= 10^{-3} M_r, \\ M \text{ (г/моль)} &= M_r, \\ M \text{ (кг/кмоль)} &= M_r. \end{aligned}$$

Маса заданої кількості речовини та її молярна маса є пов'язані очевидним співвідношенням:

$$m = \nu M,$$

тож кількість речовини в тілі дорівнює відношенню його маси до молярної маси:

$$\nu = \frac{m}{M}.$$

Маса однієї молекули m_0 визначається через молярну масу та сталу Авогадро:

$$m_0 = \frac{M}{N_0}.$$

3. Рівняння стану ідеального газу.

Рівняння стану ідеального газу — формула, що встановлює залежність між тиском, об'ємом і абсолютною температурою класичного ідеального газу. Узагальнює закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака та Шарля.

У хімії рівняння записують зазвичай для одного моля газу, й воно має вигляд:

$$pV_M = RT.$$

У фізиці частіше використовують наступну форму запису:

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

Вона носить назву рівняння (закону) Клапейрона—Менделєєва.

У статистичній фізиці частіше використовується форма запису:

$$pV = Nk_B T,$$

Її можна також переписати у вигляді:

$$p = \tilde{n}k_B T,$$

У цих формулах:

V — об'єм газу,

M — молярна маса газу,

m — маса газу,

p — абсолютний тиск,

V_M — молярний об'єм,

T - абсолютна температура,

R — універсальна газова стала,

N — кількість частинок,

k_B (далі просто k) — стала Больцмана.

$\tilde{n} = N/V$ — густина частинок, тобто кількість частинок в одиниці об'єму

Трохи переписавши рівняння, отримуємо:

$$\frac{pV}{T} = \frac{m}{M}R$$

Права частина рівняння — константа. Отже, можемо записати, що:

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

Рівняння називають універсальним газовим законом.

По черзі будемо фіксувати значення кожної з трьох змінних у рівнянні. Якщо у якомусь процесі, який відбувається з ідеальним газом, одна з трьох величин (тиск, температура чи об'єм) залишається незмінною, то такий процес називають ізопроцесом. Існує три ізопроцеси:

Ізотермічний процес

$$T = \text{const}, pV = \text{const}$$

Формула називається законом Бойля-Маріотта. Словесно він формулюється так: «Добуток тиску даної маси ідеального газу на його об'єм є величина стала».

Графіком ізотермічного процесу у координатах $p(V)$ є гіпербола (ізобара).

Ізобаричний (Ізобарний) процес

$$p = \text{const}, \frac{V}{T} = \text{const}$$

Формула називається законом Гей-Люссака. Словесно він формулюється так: «Відношення об'єму даної маси ідеального газу до його температури є величина стала».

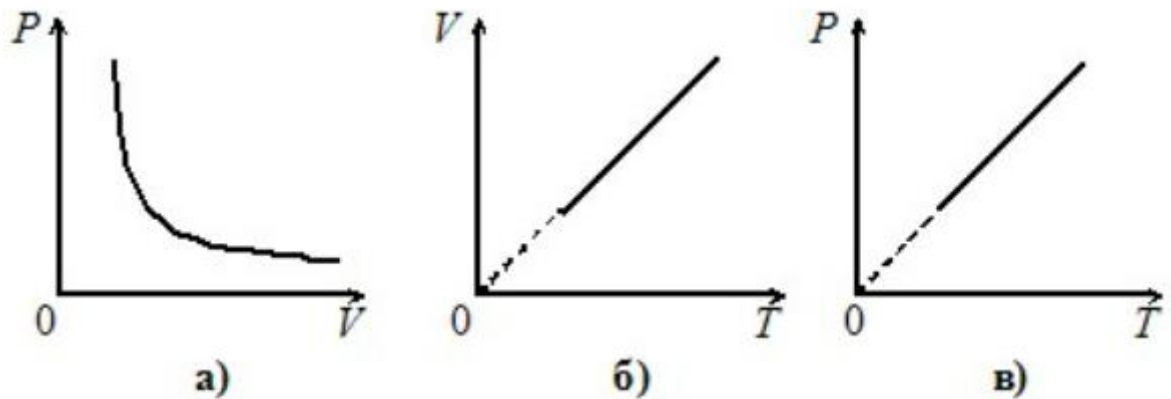
Графіком ізобарного процесу у координатах $V(T)$ є пряма, продовження якої проходить через точку $(0,0)$. З тим, що через цю точку проходить не сама пряма, а її продовження, пов'язано з тим фактом, що при досить низькій температурі газ зріджується.

Ізохоричний (Ізохорний) процес

$$V = \text{const}, \frac{p}{T} = \text{const}$$

Формула називається законом Шарля (другим законом Гей-Люссака). Словесно він формулюється так: «Відношення тиску даної маси ідеального газу до його температури є величина стала».

Графіком ізохорного процесу у координатах $p(T)$ також є пряма, продовження якої проходить через точку $(0,0)$.



4. Перший закон термодинаміки.

Перший закон термодинаміки є математичним вираженням кількісної сторони фундаментального закону природознавства — закону збереження енергії — у застосуванні до термодинамічних систем.

Вихідним постулатом першого закону термодинаміки є закон збереження енергії:

Енергія ізольованої системи зберігає постійну величину при всіх змінах, що відбуваються в цій системі або, що те ж саме: енергія не виникає з нічого і не може звернутися в ніщо.

Внутрішня енергія

Найважливішим моментом в побудові першого закону термодинаміки є введення поняття внутрішньої енергії термодинамічної системи (Вільям Томсон, 1851). З точки зору кінетичної теорії будови речовини внутрішня енергія термодинамічної системи вимірюється рівнем кінетичної енергії і енергії взаємодії матеріальних частинок цієї системи, однак подібні погляди недостатні для пояснення всіх відомих явищ виділення енергії (хімічні, внутрішньоатомні, внутрішньоядерні процеси, електромагнітні, гравітаційні та інші взаємодії.) Питання про справжню природу внутрішньої енергії тіл тісно пов'язане з вивченням будови матерії, причому рішення цього спеціального завдання, що базується на уявленнях про природу безпосередньо не спостерігаємих явищ, виходить за рамки можливостей лише одного закону збереження енергії. Тому, в основу побудов основних принципів термодинаміки може бути покладено лише таке загальне визначення внутрішньої енергії тіл, яке не обмежує можливостей строгої побудови термодинаміки на базі постулатів загальнолюдського досвіду.

Внутрішньою енергією термодинамічної системи називається повний запас енергії її внутрішнього стану, визначуваний залежно від деформаційних координат і температури:

$$u = u(x_1, x_2 \dots x_n, t).$$

Повний запас енергії внутрішнього стану тіл (u), ймовірно, не може бути визначений ні на якому рівні розвитку природознавства, але ця обставина не обмежує рівня загальності і точності математичних виразів термодинаміки, оскільки у ці співвідношення входять лише величини зміни внутрішньої енергії як функції стану $(du), (\delta u)$. У зв'язку з цим внутрішня енергія відраховується від довільно вибраного рівня (наприклад, 0°C і 760 мм рт. ст.). При побудові термодинаміки приймається також, що усі можливі енергетичні взаємодії між тілами зводяться лише до передачі тепла і роботи. Відповідно формулюється початкова форма для першого закону термодинаміки як математична фіксація закону збереження енергії:

Зміна внутрішньої енергії тіла або системи тіл дорівнює алгебраїчній сумі отриманих (переданих) кількостей тепла і виконаної роботи або, що те ж саме, тепло, отримане системою ззовні δQ^* послідовно витрачається на зміну внутрішньої енергії системи dU і на виконання нею роботи δA .

$$\delta Q^* = dU + \delta A^*$$

У цьому формулюванні слово послідовно, додане М. І. Білоконем, має такий фізичний сенс. Якщо уявити собі процес, в якому внутрішня енергія залишається незмінною ($U = idem$), то наведене вище вираження першого закону (без слова послідовно) буде прочитано так: Тепло, отримане тілом або системою, витрачається на виконання нею роботи. Таке твердження вірно лише в тому значенні слова, що числові величини тепла і роботи рівні. Насправді, позитивна робота системи виконується за рахунок зміни її деформаційних координат (наприклад, за рахунок збільшення об'єму), а підведення тепла лише компенсує зменшення внутрішньої енергії, що відбувається при цьому, (зменшення, еквівалентне виконаній зовнішній роботі), так що зрештою внутрішня енергія системи лишається незмінною. Попереджувальна вказівка (послідовно) призначена для відновлення умовної картини послідовного зниження і відновлення рівня внутрішньої енергії при супутній зміні потенційного стану системи.

Знаки роботи і тепла в рівняннях першого закону термодинаміки :

$A > 0$ — виконання робочим тілом позитивної роботи;

$Q > 0$ — підведення тепла робочому тілу.

Класична термодинаміка, наслідуючи Р. Клаузіуса, вводить в рівняння першого закону вираження зворотної або термодинамічної роботи

$$\delta A_i = \sum F_i dx_i$$

Загальний випадок —

$$\delta A = PdV$$

Просте тіло —

Вирази закону класичної (рівноважної) термодинаміки дійсні лише для оборотних процесів. Ця обставина різко обмежує можливості подальшого розвитку принципів і практичних застосувань розрахункових рівнянь класичної термодинаміки. Оскільки усі реальні процеси є необоротними, стає доцільним узагальнити початкове рівняння першого закону термодинаміки для оборотних і необоротних процесів. З цією метою М. І. Білоконь, не знижуючи високої міри загальності початкових виразів першого закону, запропонував для подальшого розвитку основних принципів і розрахункових рівнянь термодинаміки розгорнути в них також вирази для зовнішньої роботи. Для цього він ввів поняття ефективної роботи — δA^* , що дорівнює різниці термодинамічної роботи $\delta A_i = \sum F_i dx_i$ і необоротних втрат δA^{**}

$$\delta A^* = \delta A - \delta A^{**}$$

Втрачена в незворотних процесах робота δA^{**} перетворюється в тепло внутрішнього теплообміну тіла δA^{**} ; це тепло повертається до розглянутого тіла або передається тілам зовнішньої системи, причому відповідно зменшується підсумкова величина підведення тепла ззовні:

$$\delta A^{**} = \delta Q^{**}$$

Повна кількість тепла, отримана тілом δQ , характеризує термодинамічний (приведений), теплообмін тіла і визначається як сума двох величин — тепло, підведене ззовні δQ^* , і тепло внутрішнього теплообміну δQ^{**} :

$$\delta Q = \delta Q^* + \delta Q^{**}$$

5. Теплоємності ідеального газу.

6. Політропні процеси.

7. Процес Джоуля-Томсона.

8. Теплові двигуни.

9. Друге начало термодинаміки.

10. Теорема Карно.