

## Модуль 2. Окремі розділи класичної фізики

### Лекція 5

# Фізика газів



- Основи термодинаміки
- Поняття ідеального та реального газів
- Рівняння Мендесва-Клапейрона
- Основні газові процеси: ізотермічний, ізобарний, ізохорний
- Закон Дальтона
- Розподіл Максвелла - Больцмана
- Рівняння та ізотерма Ван-дер-Ваальса

**Термодинаміка** – розділ класичної фізики, що вивчає найбільш загальні властивості макроскопічних систем і способи передачі і перетворення енергії в таких системах.

Термодинамічна система – досліджуваний термодинамікою об'єкт – являє собою матеріальний вміст виділеної області простору (частини Всесвіту), яка обмежена реальною або умовною оболонкою від навколишнього середовища. Залежно від можливості обміну речовиною з довкіллям розрізняють *відкриті* і *закриті* термодинамічні системи. Системи, які не можуть обмінюватися з довкіллям ні речовиною, ні енергією, включаючи випромінювання, називаються *ізольованими*. Термодинамічна система описується рядом макроскопічних змінних – фізичних величин (параметрів) – які визначають властивості, системи, наприклад, об'єм, тиск, температура, щільність, пружність, концентрація, поляризованість, намагніченість і таке інше. Для опису властивостей системи використовують макроскопічні термодинамічні змінні – фізичні величини (параметри), які називаються функціями стану.

# Основи термодинаміки

## Поняття ідеального газу

Функції стану залежать тільки від стану системи в даний час і не дають відомостей про передісторію системи, а, саме, яким чином система перейшла в цей стан з попереднього. Прикладами функцій стану є тиск  $p$ , об'єм  $V$ , температура  $t$ , внутрішня енергія  $U$ , ентальпія  $H$ , ентропія  $S$  та інші. Параметри стану поділяють на внутрішні, що описують властивості самої системи, і зовнішні, що стосуються довкілля. Ряд параметрів термодинамічної системи можна безпосередньо виміряти. Параметри, вимір яких є важким або неможливим, отримують за допомогою обчислень. Приклади вимірюваних термодинамічних параметрів — тиск, об'єм, температура, кількість молей речовини, електричний потенціал тощо. Невимірювані (обчислювані) термодинамічні параметри — це внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, хімічний потенціал та ін.

Гази не зберігають ні форми, ні об'єму.

Характер молекулярного руху в газах - безладний (хаотичний) рух.

Ідеальний газ - це такий газ, взаємодія між окремими молекулами (атомами) в якого настільки слабка, що нею можна знехтувати.

# Основне рівняння стану ідеального газу

## Рівняння Менделєєва-Клапейрона

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

$p$  - тиск,

$V$  - об'єм,

$m$  - маса газу,

$M$  - молярна маса газу,

$R$  - універсальна газова стала ( $R = 8,31$  Дж/(моль·К)),

$T$  - абсолютна температура.

При переході газу з одного стану до іншого (але  $m = \text{const}$ ):

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Газові закони визначають кількісну залежність між двома параметрами даної маси газу при фіксованому значенні третього параметру.

Процеси, які протікають при незмінному значенні одного із параметрів, називаються *ізопроцесами*.

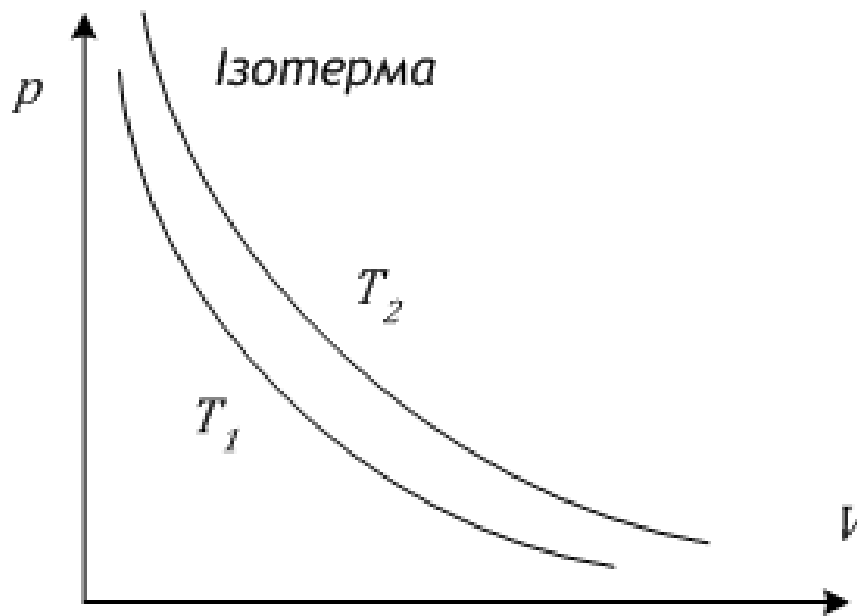
Розрізняють три види ізопроцесів:

- ізотермічний ( $T = \text{const}$ ),
- ізобарний ( $p = \text{const}$ ),
- ізохорний ( $V = \text{const}$ ).

# Закон Бойля - Маріотта

## Ізотермічний процес

Для даної маси газу добуток його тиску на об'єм є сталим, якщо температура не змінюється:



$$T = const, \quad \Delta T = 0,$$

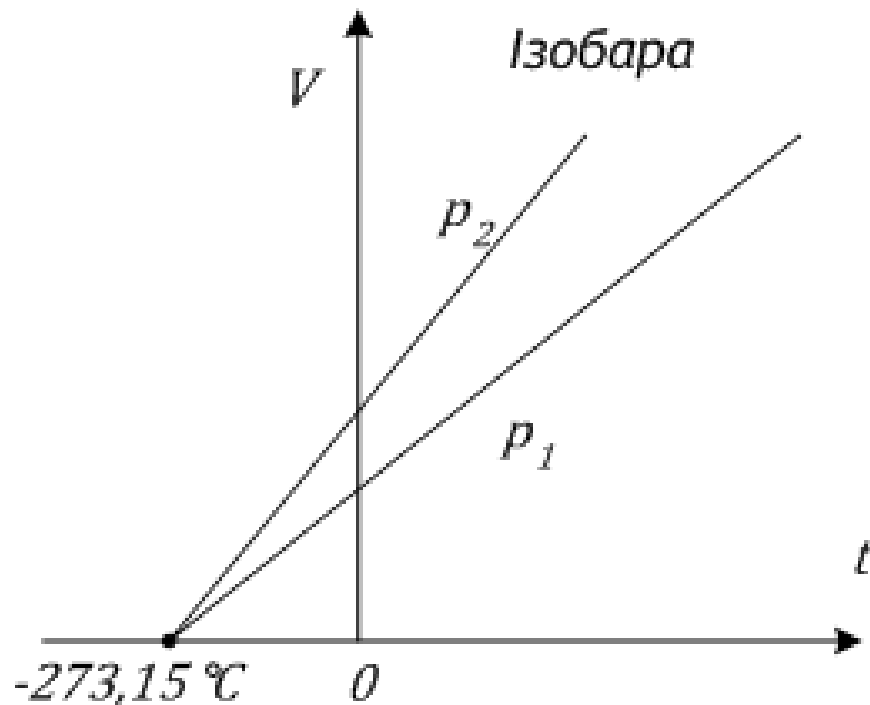
$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Ізотермічний процес проходить повільно, оскільки він зумовлений теплообміном з оточуючим середовищем.

# Закон Гей-Люссака

## Ізобарний процес

Для даної маси газу відношення об'єму і температури є сталим, якщо тиск газу не змінюється:



$$p = const, \quad \Delta p = 0,$$

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

Закон Гей-Люссака ще можна представити у вигляді:

$$V = V_0(1 + \beta T),$$

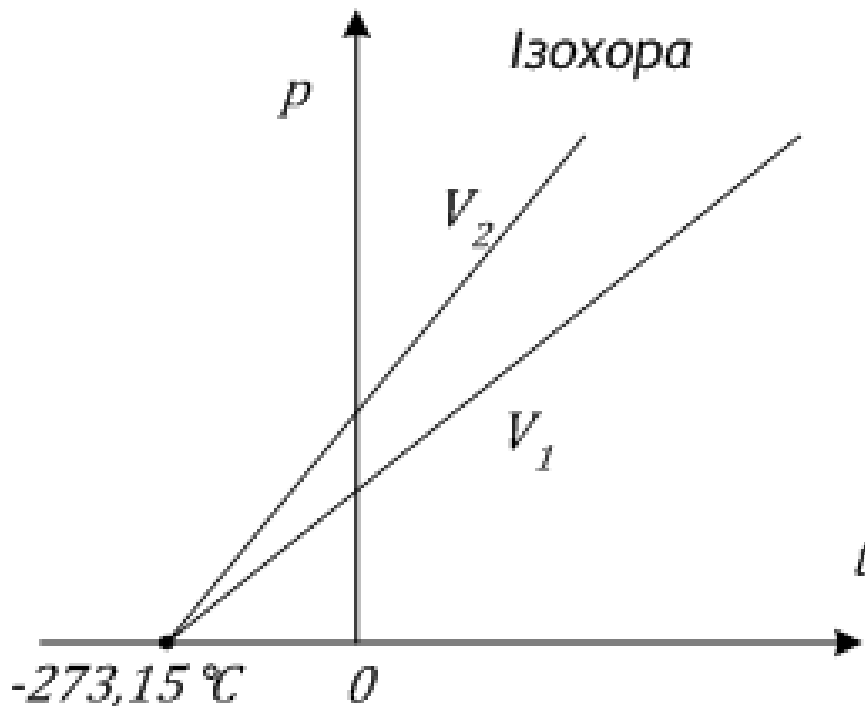
де  $V_0$  - об'єм газу при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  
 $\beta$  - коефіцієнт об'ємного розширення газу (для ідеального газу  $\beta = 1/273 \text{ K}$ ).



# Закон Шарля

## Ізохорний процес

Для даної маси газу відношення тиску до температури є сталим, якщо об'єм газу не змінюється:



$$V = const, \quad \Delta V = 0,$$

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Закон Шарля ще можна представити у вигляді:

$$p = p_0(1 + \gamma T),$$

де  $p_0$  - тиск газу при  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  
 $\gamma$  - термічний коефіцієнт тиску (для ідеального газу  $\gamma = 1/273 \text{ K}$ ).

Тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків складових газів:

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Парціальний тиск - це такий тиск, який створював би газ, якби займав даний об'єм сам.

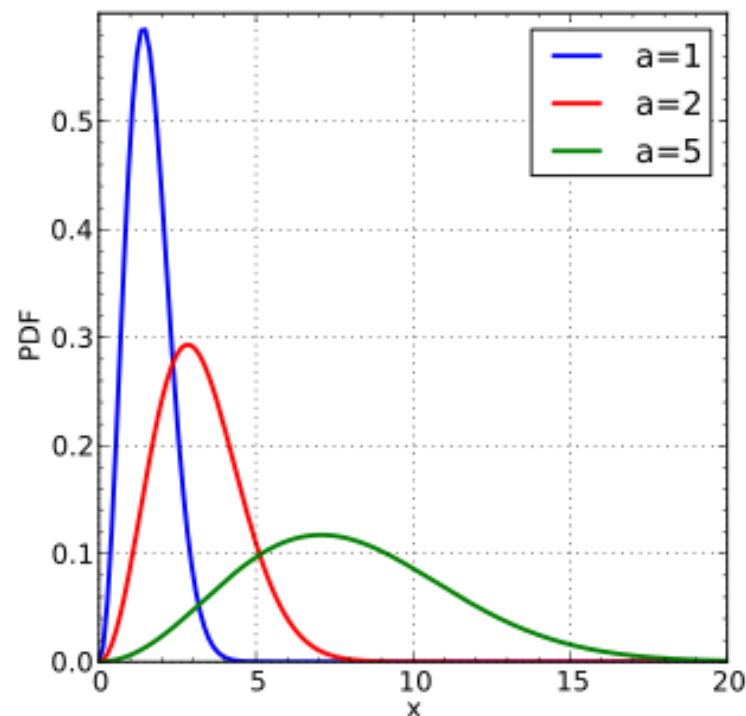
# Розподіл Максвелла - Больцмана

Розподіл Максвелла - Больцмана визначає ймовірність того, що частинка ідеального газу перебуває в стані з певною енергією.

Імовірність того, що частинка має енергію  $\epsilon_k$  згідно з цим розподілом визначається формулою:

$$f_E = 2\pi \sqrt{\frac{E}{(\pi kT)^3}} \cdot e^{-\frac{E}{kT}}$$

де  $E$  - середня кінетична енергія молекули газу,  $T$  - абсолютна температура (К),  $k$  - стала Больцмана ( $k = 1,3807 \cdot 10^{-23}$  Дж/К) - фізична стала, що визначає зв'язок між температурою та енергією.



# Рівняння стану реального газу

## Рівняння Ван-дер-Ваальса

Реальний газ - це такий газ молекули (або атоми) якого взаємодіють між собою, і цією взаємодією знехтувати не можна.

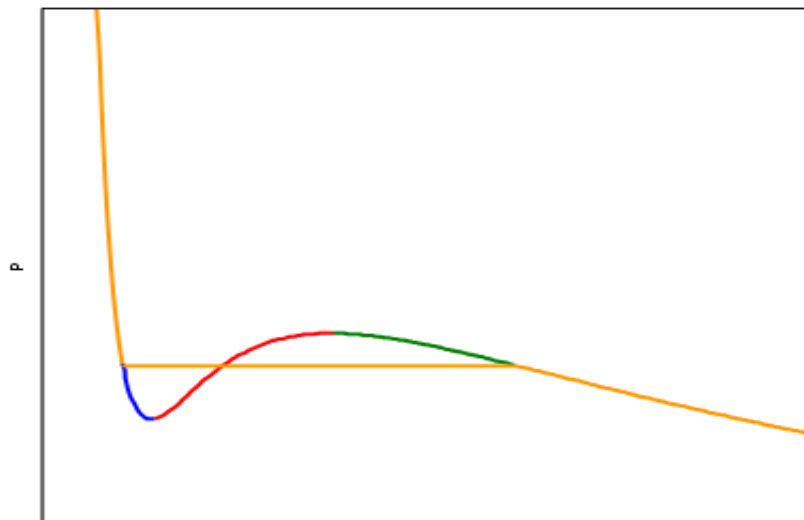
$$\left( p + \frac{N^2 a}{V^2} \right) (V - Nb) = NkT$$

де  $p$  - тиск газу,  $T$  - абсолютна температура,  $k$  - стала Больцмана,  $N$  - число молекул,  $a$  і  $b$  - характерні для кожного реального газу сталі (табличні величини, визначаються експериментально).

# Ізотерма Ван-дер-Ваальса

На ізотермі є ділянка (позначена червоним) для якої тиск падає зі зменшенням об'єму. Така ситуація не фізична. Збільшення тиску при зменшенні об'єму є універсальним законом фізики. Ця ділянка кривої не відповідає реальним фізичним станам.

У реальних газах при таких об'ємах відбуваються розшарування на дві фази: рідину й насичену пару. Експерименти з реальними газами показують, що в цій (навіть дещо ширшій області) відбувається конденсація газу й тиск залишається сталим. Відповідні стани показані жовтою горизонтальною прямою.



На кривій ізотерми ван дер Ваальса існують ще дві ділянки (позначені блакитною й зеленою кривими). Ці ділянки відповідають метастабільним станам. Зелена ділянка кривої ван дер Ваальса відповідає **переохолодженому газу**, тобто стану, в якому конденсація ще не розпочалася, хоча стан (горизонтальна крива), у якому краплини рідини співіснують з газом, є найстабільнішим. Метастабільний стан переохолодженої рідини можна реалізувати експериментально. Він знайшов застосування в камерах Вільсона, які служать для детектування треків заряджених часток. Проте переохолодження рідини повинно відбуватися дуже поступово й обережно. Рідина легко переходить із переохолодженого стану в стабільний стан на горизонтальній кривій.

Аналогічно, блакитним кольором показана ділянка **перегрітої рідини**. Перегріта рідина є метастабільним станом. Вона теж використовується в ядерній фізиці для детектування треків швидких частинок у бульбашкових камерах. Швидка частинка іонізує атоми в перегрітій рідині, й вони стають центрами швидкого утворення бульбашок

По темі “Релятивістська механіка” рекомендується ознайомитися з розділами 39 та 44 із 4-го тому Фейнмановських лекцій з фізики.

Зокрема, у 44-му розділі детально розглянуті теплові машини (механізми, завдяки яким, власне кажучи, і розвинулась термодинаміка) та питання їх коефіцієнту корисної дії. Свого часу (у ХІХ ст.) якби фізики детально не дослідили б електричні явища, розвиток нашої технічної цивілізації міг би піти по шляху розвитку теплових машин і парової енергії...

Також по 44-му розділу рекомендується ознайомитися із поняттям ентропії, яке широко використовується у термодинаміці і не тільки...

Далі буде...

...Фізика рідин