

## ГЛОСАРІЙ

**Ентропія** — фізична величина, яка використовується для опису термодинамічної системи, є однією з основних термодинамічних величин. Ентропія є функцією стану термодинамічної системи і широко використовується в термодинаміці, в тому числі технічній (аналіз роботи теплових машин і холодильних установок) і хімічній (розрахунок рівноваги хімічних реакцій). Твердження про існування і зростання ентропії та перелік її властивостей складають зміст другого начала термодинаміки. Значущість цієї величини для фізики обумовлена тим, що поряд з температурою, її використовують для опису термічних явищ і термічних властивостей макроскопічних об'єктів. Ентропію також називають мірою хаосу.

**Ентальпія** (або **теплова функція**, від грец. *enthálpro* — «нагріваю») — термодинамічний потенціал, що характеризує стан термодинамічної системи при виборі як основних незалежних змінних ентропії (S) і тиску (P).

**Внутрішня енергія тіла** (позначається як E або U) — повна енергія термодинамічної системи за винятком її кінетичної енергії як цілого і потенціальної енергії тіла в полі зовнішніх сил.

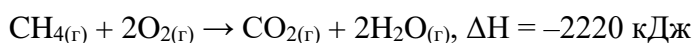
**Теплоємність** — фізична величина, яка визначається кількістю теплоти, яку потрібно надати тілу для зміни його температури на один градус. Поняття теплоємності ввів шотландський фізик і хімік Джозеф Блек.

Позначається здебільшого великою латинською літерою C. Питома теплоємність — теплоємність одиничної маси тіла, позначається малою латинською літерою c. Часто визначається також **молярна теплоємність** — теплоємність одного моля газу.

**Робота** — характеристика дії сили на тіло, що залежить від величини та напрямку цієї сили та переміщення точки її прикладання. Поняття роботи застосовують також у термодинаміці, інших галузях науки і техніки, зокрема у гірничій науці. У Міжнародній системі СІ одиниць роботу вимірюють у джоулях.

**Термохімія** — розділ хімічної термодинаміки, у задачу якого входить визначення та вивчення теплових ефектів реакцій, а також встановлення їх взаємозалежностей з різними фізико-хімічними параметрами. Ще однією із задач термохімії є вимір теплоємностей речовин та встановлення їх теплот фазових переходів.

**Термохімічне рівняння** (рос. *термохимическое уравнение*, англ. *thermochemical equation*) — стехіометричний запис хімічної реакції, що включає як кількість і природу реагентів, так і тепловий ефект реакції, і де вказуються також стан реагентів та інколи температура й тиск, за яких вона відбувається. Таке рівняння описує і стехіометрію, і енергетику реакції, наприклад:



Це означає, що коли 1 моль газоподібного CH<sub>4</sub> згорає в 2 моль газоподібного кисню, утворюються 1 моль газоподібного CO<sub>2</sub> і 2 моль пари води та виділяється 2220 кДж тепла.

**Теплота реакції** (рос. *теплота реакции*, англ. *reaction heat*, нім. *Reaktionswärme f*) — кількість теплоти, виділена або поглинена системою при протіканні в ній хімічної або фазової (фазового перетворення) реакцій, за умови відсутності якої-небудь іншої роботи,

крім роботи розширення. Визначається як зміна ентальпії реакції, що відбувається при стандартних умовах: тиск 1 атм, температура 25 °С. Синонім — тепловий ефект реакції.

**Тепловий ефект реакції** дорівнює різниці між сумами теплот згоряння вихідних речовин і теплот згоряння продуктів **реакції**, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти. За першим законом термодинаміки при перетворенні однієї форми енергії в іншу повна енергія системи не змінюється.

**Термодинамічні потенціали** — це набір функцій стану термодинамічної системи, який характеризує її поведінку при термодинамічних процесах. У випадку внутрішньої енергії і вільної енергії, їхня зміна у самочинних процесах дорівнює виконаній системою роботі.

До термодинамічних потенціалів належить внутрішня енергія, ентальпія, вільна енергія (потенціал Гельмгольца), вільна ентальпія (потенціал Гіббса) та інші.

З чотирьох основних фізичних величин, які характеризують термодинамічну систему: тиску, об'єму, температури й ентропії, термодинамічні потенціали залежать тільки від двох. Дві інші визначаються, як похідні від термодинамічних потенціалів. Наприклад, знаючи вільну енергію, яка є функцією об'єму й температури, можна знайти тиск, встановивши, таким чином, рівняння стану.

В статистичній фізиці термодинамічні потенціали розраховуються або моделюються. Експериментальні залежності термодинамічних потенціалів від своїх параметрів для конкретних речовин можна знайти в довідниках, що використовуються в теплофізиці.

[Перейти до навігації](#) [Перейти до пошуку](#)

**Хімічний потенціал** — один з термодинамічних параметрів системи; енергія додавання однієї частки в систему без здійснення роботи. Поняття хімічного потенціалу запровадив 1875 року Джозая Віллард Гіббс. Одиницею вимірювання хімічного потенціалу в системі СІ є Дж/моль.

Інтенсивність проходження хімічних реакцій визначається швидкістю, тобто зміною концентрації реагента або продукту реакції за одиницю часу.

Швидкість хімічної реакції залежить від:

- температури: у разі підвищення температури на кожні 10 °С швидкість реакції зростає у два-чотири рази (правило Вант-Гоффа), Для початку хімічної реакції реагенти повинні мати певний запас енергії. Ця енергія  $E_a$  називається енергією активації, тобто це енергія, яку повинні мати молекули, що зіштовхуються, щоб зіткнення привело до хімічного перетворення.
- природи реагентів
- концентрації реагентів (Закон діючих мас),
- опромінення,
- присутності каталізатора

**Порядок реакції** — це сума показників степенів біля концентрації усіх реагентів у рівнянні закону діючих мас. **порядком реакції** буде сума  $a + b$ .

**Молекулярність реакції** — число частинок реагентів, що взаємодіють один з одним в одній елементарній (простій) **реакції** та перетворюються в продукти. ... Як правило, **молекулярність** простої **реакції** збігається з порядком **реакції**, однак бувають і розбіжності.

**Кінетичне рівняння** хімічного перетворення — визначення залежності швидкості хімічної **реакції** від концентрації компонентів реакційної суміші. Для простої (однотадійної) гомогенної **реакції** швидкість  $v$  пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, у результаті чого  $K. p.$

**Константа швидкості реакції** (рос. *константа скорости реакции*, англ. *rate constant*, *Reaction rate constant*) — коефіцієнт  $k$  перед концентраціями **реагентів** у кінетичному рівнянні (константа пропорційності в законі швидкості):

$$W = k \cdot c^n,$$

де  $W$  — швидкість реакції,  $c$  — концентрація реагенту,  $n$  — порядок реакції.

Постійна при певних температурі і тискові. Вона чисельно дорівнює швидкості реакції при концентраціях реагентів, рівних одиниці, і є характерною для даної реакції.

**Енергія активації** — характерний параметр процесів, зокрема хімічних реакцій, кінетика яких описується рівнянням Арреніуса.

Енергія активації описує потенціальний бар'єр, який повинні подолати частинки для того, щоб реакція відбулася. При підвищенні температури доля частинок із кінетичною енергією, достатньою для подолання бар'єру, збільшується.

Енергія активації вимірюється зазвичай у кДж/моль або ккал/моль.

**Правило Вант-Гоффа** — емпіричне правило, яке дозволяє в першому наближенні оцінити вплив температури на швидкість протікання хімічної реакції в невеликому температурному інтервалі (зазвичай від 0 °С до 100 °С). Я. Г. Вант-Гофф на основі багатьох експериментів сформулював таке правило:

**При збільшенні температури на кожні 10 градусів константа швидкості гомогенної елементарної реакції збільшується у два-чотири рази.**

**Каталіз** (від грец. *κατάλυσις* — розпад) — зміна швидкостей хімічних реакцій чи їх збудження внаслідок дії речовин (каталізаторів), які беруть участь у процесах, однак не входять до складу кінцевих продуктів.

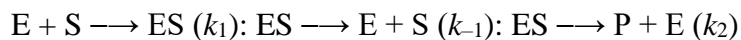
**Каталізатор** — речовина, яка змінює швидкість хімічних реакцій (найчастіше знижуючи її енергію активації), а сама після реакції залишається хімічно незмінною і в тій же кількості, що й до реакції

**Інгібітор** (від лат. *inhibere* — затримувати) — речовина (присадка), що сповільнює чи зупиняє перебіг хімічних реакцій (окиснення, полімеризації, корозії металів), біохімічних і фізіологічних процесів.

**Ферментативний каталіз** (англ. *enzyme catalysis*, рос. *ферментативный катализ*) — каталіз хімічних реакцій за допомогою ферментів (ензимів). Процес відзначається

високою специфічністю та надзвичайно високим, порівняно зі звичайним каталізом, пришвидшенням каталізованих процесів.

У простому випадку, коли перетворення субстрату (S) під дією ферменту (E) йде через утворення фермент-субстратного комплексу за схемою:



та при умові  $[S] \gg [E]$ , швидкість реакції описується рівнянням Міхаеліса — Ментен:

$$W = k_1 k_2 [E]_0 [S] / (k_1 [S] + k_{-1} + k_2).$$

**Константа Міхаеліса** (англ. *Michaelis constant*) — у хімічній кінетиці — концентрація субстрату, при якій швидкість реакції дорівнює половині граничної (максимальної) швидкості реакції. Використовується лише у тих випадках, коли кінетика описується рівнянням Міхаеліса—Ментен.

Константа Міхаеліса-Ментен **має розмірність моль/л** і часто використовується для кількісного вираження спорідненості ферменту до субстрату (чим менша  $K_m$ , тим більша спорідненість), проте таке її трактування не завжди коректне.