

Н.Д. Фреїк<sup>1,2</sup>, Н.Б. Ільків<sup>2</sup>

## Ентропія у поглядах природничих наук

<sup>1</sup>Київський національний університет імені Тараса Шевченка,  
вул. Володимирівська, 60, Київ, 01601, Україна

<sup>2</sup>Прикарпатський національний університет імені Василя Стефаника,  
вул. Шевченка, 57, Івано-Франківськ, 76000, Україна, E-mail: [fcs@pu.if.ua](mailto:fcs@pu.if.ua)

Дана характеристика важливої фізичної величини – ентропії – з позиції фізичних та хімічних процесів, а також теорії інформації. Особлива увага звернена на зміст ентропії у термодинаміці та статистичній, її зміни при хімічних реакціях, ступені достовірності інформації.

**Ключові слова:** ентропія, термодинамічна функція, статистична фізика, хімічні реакції, інформаційні системи.

*Стаття постуила до редакції 05.08.2011; прийнята до друку 15.06.2011.*

### Вступ

Ентропія – зв'язок між макро- і мікро- станами, єдина функція у фізиці, яка показує напрямок процесів. Практичне значення має не стільки сама величина ентропії, скільки її зміна. За зміною ентропії визначають можливість протікання того або іншого процесу, передусім перетворення теплоти в роботу. Це поняття було введено для визначення міри відхилення реального процесу від ідеального, вона завжди залишається постійною для оборотних процесів, тоді як в необоротних – її зміна завжди позитивна[1-3].

Ентропія в природничих науках – міра безпорядку системи, яка складається з багатьох елементів. Зокрема, в статистичній фізиці – міра ймовірності здійснення якого-небудь макроскопічного стану, в теорії інформації – міра невизначеності певного досліду, який може мати різні початки, а значить і кількість інформації; в історичні науки для експлікації феномена альтернативності історії (інваріантності і варіативності історичного процесу). Ентропія динамічної системи – в теорії динамічних систем міра хаотичності в поведінці траєкторій системи, ентропія відображення – частина інформації про дискретну систему, яка не виробляється при відображенні системи через сукупність своїх частин, ентропія в теорії управління – міра невизначеності стану або поведінки системи в даних умовах.

Ці трактування ентропії мають глибокий внутрішній зв'язок. Наприклад, на основі уявлень про інформаційну ентропію можна вивести всі найважливіші положення статистичної фізики. Для

ілюстрації поняття інформаційної ентропії можна також використати приклад з області термодинамічної ентропії. Концепції інформації і ентропії мають глибокі зв'язки одні з одними, але, незважаючи на це, розробка теорій в статистичній механіці і теорії інформації зайняла багато років, щоб зробити їх відповідними одна одній.

В даній статті показані особливості ентропії з погляду різних природничих дисциплін, показані її прикладні аспекти.

### I. З історії ентропії та її властивості

Поняття ентропії було вперше введено у 1865 році Рудольфом Клаузіусом. Він визначив зміну ентропії термодинамічної системи при оборотному процесі як відношення загальної кількості теплоти  $\Delta Q$ , отриманої або втраченої системою, до величини абсолютної температури  $T$  [4]:

$$dS = \frac{dQ}{T}, \quad (1)$$

У 1877 році Людвіг Больцман встановив зв'язок між ентропією системи та кількістю можливих «мікростанів» (мікроскопічних станів), якими може реалізуватися макроскопічний стан із заданими властивостями [5,6]. Він постулював, що

$$S = k_B \lg W, \quad (2)$$

де константа  $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К відома тепер як стала Больцмана, а  $\Omega$  є числом мікроскопічних станів, можливих у заданому макроскопічному стані. Цей постулат, відомий як принцип Больцмана, може розцінюватися, як початок статистичної механіки, яка описує термодинамічні системи використовуючи

статистичну поведінку компонентів, із яких вони складаються. Принцип Больцмана зв'язує мікроскопічні властивості системи ( $\Omega$ ) з однією з її термодинамічних властивостей ( $S$ ). Згідно з визначенням Больцмана, ентропія є функцією стану. Більш того, оскільки ( $\Omega$ ) може бути тільки натуральним числом (1,2,3, ...), ентропія повинна бути додатною – виходячи з властивостей логарифма.

У 1948 році К. Шеннон вперше ввів поняття ентропії в теорії інформації і визначив її як міру нестатку інформації в системі, міру невизначеності ситуації [7].

Основними властивостями ентропії є наступні:

1. Ентропія представляє собою функцію параметрів системи: тиску ( $P$ ), температури ( $T$ ), об'єму ( $V$ ). Отже, ця фізична величина має залежати:  

$$S = S(p, V); S = S(p, T); S = S(V, T). \quad (3)$$
2. Ентропія визначається з точністю до ентропійної сталої. Тобто ми розглядаємо не саму ентропію ( $S$ ), а зміну ентропії ( $dS$ ).
3. Ентропія має властивість адитивності (ентропія системи дорівнює сумі ентропій підсистем).
4. Ентропія може бути сталою або зростати. Отже, для необоротних процесів ентропія завжди зростає  $dS > 0$ , для оборотних  $dS = 0$ , тобто,  $dS \geq 0$ .

Зростання ентропії має місце для необоротних процесів: процес тертя; випромінювання в середовищі з поглинанням; теплопровідність; процеси нерівноважного розширення. При такому розширенні частина енергії йде на збільшення кінетичної енергії рухомої маси і перетворюється в теплоту, отже,  $\delta Q > 0$ , а тоді і  $dS > 0$ ; дифузії.

## II. Ентропія у фізиці

### 2.1. Ентропія ідеального газу. Парадокс Гіббса.

Для того, щоб знайти ентропію ідеального газу, скористаємось першим началом термодинаміки – законом збереження енергії у теплових процесах[1]:

$$dQ = dE + \delta A. \quad (4)$$

Для одного моля ідеального газу  $dE = C_v dT$  і  $\delta A = p dV$ , тоді рівняння (4) поділивши на  $T$ , перетворюєм до:

$$dS = \frac{dQ}{T} = C_v \frac{dT}{T} + \frac{p}{T} dV.$$

Маючи на увазі, що  $PV = RT$  і враховуючи, що  $dT/T = d \ln T$ ,  $dV/V = d \ln V$ , отримуємо

$$dS = \frac{dQ}{T} = d(C_v \ln T + R \ln V). \quad (5)$$

Права частина рівняння (5) представляє собою повний диференціал. Відповідно, ліва частина також повний диференціал і вона визначає функцію стану. Таким чином

$$S = C_v \ln T + R \ln V \quad (6)$$

або

$$S = [C_v \ln T + R \ln(V/N)]$$

де  $v = N/N_A$  – молі ідеального газу, які займають при

температурі  $T$  об'єм  $V$ ,  $N$  – число частинок газу,  $N_A$  – число Авогадро.

Рівняння (6) визначають залежність  $S$  від  $N$ ,  $T$ ,  $V$ .

Для суміші газів має місце теорема Гіббса: ентропія суміші ідеальних газів рівна сумі ентропій цих газів, коли кожний із них окремо займає при температурі суміші той же об'єм, що і вся суміш [3].

При цьому зростання ентропії при змішуванні двох ідеальних газів залежить тільки від числа молей газів, але не від їх природи. Таким чином, можна стверджувати, що при переході від суміші наскільки можна близьких по своїми властивостями і розділених із цієї суміші газів до суміші однакових газів  $dS$  відчуває скачок (парадокс Гіббса).

Розв'язати парадокс Гіббса означає встановити фізичну основу скачка величини  $dS$  при переході від суміші наскільки можна близьких газів до суміші однакових газів. Існує точка зору, відповідно до якої парадокс Гіббса про розривну поведінку  $dS$  пов'язується з об'єктивною неможливістю неперервного зближення параметрів, які характеризують гази, що змішуються. У результаті цієї особливості суміші тотожних газів при порівнянні з сумішшю різних газів має місце скачок густини при переході від змішування наскільки можна близьких газів до змішування тотожних газів, який і приводить до скачка зміни  $dS$ .

### 2.2. Ентропія і друге начало термодинаміки.

Аналіз термодинамічних процесів вказує на те, що при адіабатному нерівноважному процесі  $dS > 0$  і  $S_2 - S_1 > 0$ , тобто при цьому система переходить в стан із з більшою ентропією: при адіабатних нерівноважних процесах ентропія системи зростає [6].

Це положення про зростання ентропії в адіабатно замкнутій системі при нерівноважних процесах (закон зростання ентропії) виражає друге начало для нерівноважних процесів. Воно дозволяє характеризувати ентропію як міру необоротності процесів у замкненій системі. У цьому є фізичний сенс ентропії, якщо підходити до неї, враховуючи особливості нерівноважних процесів.

Так як всі природні, мимовільні процеси проходять з кінцевою швидкістю, тобто нерівноважні, то, відповідно, при цих процесах у замкнутих системах ентропія завжди зростає. Таким чином, друге начало термодинаміки для нерівноважних процесів вказує напрям природних процесів: природні процеси в ізолюваних (або тільки в адіабатно ізолюваних) системах проходять в напрям росту ентропії [6].

Для нерівноважного кругового процесу має місце нерівність Клаузюса [1]:

$$\oint \frac{dQ}{T} < 0. \quad (7)$$

При адіабатних рівноважних процесах досяжні тільки стани з незмінною ентропією  $S = S_0 = const$  і недосяжні всі стани з  $S > S_0$ , так і з  $S < S_0$ . З допомогою нерівноважних систем можна досягти станів з  $S > S_0$ , але не можна досягти станів з  $S < S_0$ . Таким чином, стани з  $S < S_0$  абсолютно недосяжні

адіабатно із даного стану з ентропією  $S_0$ .

**2.3. Ентропія і третє начало термодинаміки.**

Третє начало термодинаміки стверджує: по мірі наближення температури до 0К ентропія всякої рівноважної системи при ізотермічних процесах перестає залежати від яких-небудь термодинамічних параметрів стану і на межі ( $T = 0K$ ) приймає одну і ту ж для всіх систем універсальну постійну величину, яку можна прийняти рівну нулю [3].

Загальність цього твердження полягає в тому, що, по-перше, воно відноситься до будь-якої рівноважної системи і, по-друге, що при  $T \rightarrow 0K$  ентропія не залежить від любого параметра системи. Таким чином, за третім началом

$$\lim_{T \rightarrow 0K} [S(T, x_2) - S(T, x_1)] = 0, \quad (8)$$

де  $x_i$  – будь-який термодинамічний параметр.

Постійність ентропії ( $S \rightarrow 0$ ) при  $T \rightarrow 0K$ , згідно (8), означає, що ізотермічний процес  $T = 0K$  є одночасно і ізентропійним, а відповідно, і адіабатним. Таким чином, за третім началом, нульова ізотерма співпадає з нульовою ізентропоєю і адіабатою.

Існує ряд речовин (деякі сплави, гліцерин, CO, NO та інші), для яких  $\Delta S$  при  $T \rightarrow 0K$  прагне до від'ємної від нуля величини. Як показав ретельний аналіз, ця суперечність з третім началом пов'язана з «заморожуванням» деяких речовин в метастабільних або нерівноважних станах, в яких при низькій температурі ці речовини можуть знаходитися тривалий час (декілька днів або тижнів), перш ніж придуть в стабільні рівноважні стани. Коли вимірювання були проведені з великими проміжками часу, то виявилось, що різниця ентропії  $dS$  у всіх випадках зникає при  $T \rightarrow 0K$ .

Третє начало значно спростило вираховування всіх термодинамічних функцій. До встановлення третього начала для обчислення ентропії необхідно було знати температурну залежність теплоємності і термічне рівняння стану. Зокрема ентропія моля ідеального газу рівна

$$S = kN_A \ln \frac{(2\pi mkT)^{3/2} V e^{5/2}}{Nh^3}. \quad (9)$$

**2.4. Ентропія і статистична фізика.**

Другий принцип термодинаміки виражає статистичні закономірності, яким підлягає величезна сукупність молекул речовини [1,5,6]. І ентропія, через яку кількісно виражається цей принцип, перебуває в безпосередньому зв'язку з ймовірністю стану системи.

Термодинамічна ймовірність визначає кількість можливих способів, за допомогою яких можна реалізувати даний стан системи. Конкретизуємо це на прикладі можливого розміщення чотирьох молекул a, b, c, d у двох комірках посудини (табл.). Внаслідок хаотичного руху молекули вони порізно розміщуватимуться у комірках посудини і створюватимуть різні стани газу (табл.).

Найбільш рівноважним станом є стан із рівномірним розміщенням молекул (стан 2-2). Найбільш впорядкованими є стани із розміщенням

молекул 4-0 і 0-4. Видно, що найменше значення термодинамічної ймовірності має для найбільш впорядкованих станів, а найбільше – для рівноважних станів. Маючи це на увазі Больцман і запропонував формулу (2) для ентропії. Вона показує статистичний характер другого закону термодинаміки і виражає зростання ентропії із збільшенням термодинамічної ймовірності [2].

**Таблиця**

Способи розміщення чотирьох молекул a, b, c, d у двох комірках посудини.

Стани	Спосіб утворення станів		Кількість оптимальних станів – ймовірність ( $\Omega$ )
	Молекули, що містяться зліва	Молекули, що містяться справа	
4 і 0	a, b, c, d	0	1
3 і 1	a, b, c a, b, d b, d, c a, d, c	d c a b	4
2 і 2	a, b b, c c, d a, d a, c b, d	c, d a, d a, b b, c d, b a, c	6
1 і 3	d c a b	a, b, c a, b, d b, d, c a, d, c	4
0 і 4	0	a, b, d, c	1

Збільшення ентропії в ізольованій системі означає рух системи в напрямі найбільш ймовірного, тобто рівноважного, стану. Однак, в принципі, можливі і флуктуації в цьому русі, коли на визначеному відрізку часу система рухається в напрямі менш ймовірних мікростанів. На цьому відрізку ентропія ізольованої системи зменшується, а не зростає. Таким чином, закон зростання ентропії в ізольованій системі не містить в собі абсолютної заборони зменшення ентропії.

**III. Ентропія і хімічні процеси**

Ентропія в хімії, як і термодинаміці, є функцією стану системи [8]. Головна мета вивчення хімічної термодинаміки – це розв'язання фундаментальних завдань металургійної технології: кількісне обчислення енергетичних ефектів, які супроводжують хімічні реакції: визначення можливості самодовільного проходження процесів при заданих параметрах, а також умов, при яких дані процеси будуть проходити з максимальним виходом продуктів.

Розглянемо деякі методи розрахунків ентропії речовини і зміни ентропії процесів.

Зміну ентропії при фазовому перетворенні речовини ( $DS_{\phi.n.}$ ) можна визначити за рівнянням [8]:

$$DS_{\phi.n.} = \frac{Q_{\phi.n.}}{\dot{O}_{\phi.n.}} = \frac{D\dot{I}_{\phi.n.}}{\dot{O}_{\phi.n.}}, \quad (10)$$

де  $DH_{\phi.n.}(Q_{\phi.n.})$  – теплота фазового перетворення, Дж/моль;  $T_{\phi.n.}$  – температура фазового перетворення, К.

Ентропію речовини при будь-якій температурі можна визначити з наступних міркувань:

$$dS = \frac{dQ}{\dot{O}}; dQ = C_{\dot{O}} \cdot dT; S_{\dot{O}} = S_{298}^0 + \int_{298}^{\dot{O}} \frac{\tilde{N}_{\dot{O}} \cdot dT}{\dot{O}}. \quad (11)$$

Рівняння (11) можна розв'язати як за допомогою емпіричного степеневого ряду

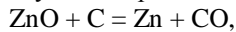
$$S_{\dot{O}} = S_{298}^0 + 2,3\dot{a} \lg \frac{\dot{O}}{298} + \dot{a}'(\dot{O} - 298) + \frac{\tilde{n}}{2}(\dot{O}^2 - 298^2) + \frac{\tilde{n}'(\dot{O}^2 - 298^2)}{2 \cdot \dot{O}^2 \cdot 298^2}, \quad (12)$$

так і через функції тепловмісту і приведенної енергії Гіббса

$$S_{\dot{O}} = \frac{(\dot{I}_{\dot{O}}^0 - \dot{I}_{\dot{O}}^0)}{\dot{O}} + \left( -\frac{G_{\dot{O}}^0 - \dot{I}_{\dot{O}}^0}{\dot{O}} \right), \quad (13)$$

де  $\left( -\frac{G_T^0 - H_T^0}{T} \right)$  – приведена енергія Гіббса, Дж/(моль·К);  $(H_T^0 - H_0^0)$  – тепловміст, кДж/моль.

Як вже вказувалось, для визначення напрямку хімічної реакції в ізольованій системі треба розраховувати зміну ентропії реакції ( $DS$ ). Розглянемо цей випадок на прикладі одержання цинку пірометалургійним методом. У цьому випадку цинкову руду випалюють до оксиду цинку, останній змішують з коксом і нагрівають до (1370–1470) К. При цьому відбувається реакція



зміна ентропії якої при сталій температурі буде дорівнювати

$$DS_T = S_2 - S_1 = \sum n_i S_{T, \text{кін.}i} - \sum n_i S_{T, \text{поч.}i} = S_{T, \text{Zn}} + S_{T, \text{CO}} - S_{T, \text{ZnO}} - S_{T, \text{C}}.$$

При визначенні  $S_{T,i}$  за допомогою емпіричного степеневого ряду теплоємності одержимо рівняння

$$DS_{\dot{O}} = DS_{298}^0 + 2,3D\dot{a} \lg \frac{\dot{O}}{298} + D\dot{a}'(\dot{O} - 298) + \frac{D\tilde{n}}{2}(\dot{O}^2 - 298^2) + \frac{D\tilde{n}'(\dot{O}^2 - 298^2)}{2 \cdot \dot{O}^2 \cdot 298^2}, \quad (14)$$

де  $DS_{298}^0$  – зміна стандартної ентропії реакції, Дж/К;  $Da$ ,  $D\dot{a}$ ,  $D\dot{c}$  і  $D\dot{c}'$  – зміна коефіцієнтів емпіричного степеневого ряду.

Якщо ж визначити  $S_{T,i}$  через тепловміст і приведену енергію Гіббса, зміна ентропії реакції виражається рівнянням

$$DS_{\dot{O}} = \frac{D(\dot{I}_{\dot{O}}^0 - \dot{I}_{\dot{O}}^0)}{\dot{O}} + D\left( -\frac{G_{\dot{O}}^0 - \dot{I}_{\dot{O}}^0}{\dot{O}} \right), \quad (15)$$

де  $D(H_T^0 - H_0^0)$  – зміна тепловмісту у ході

реакції, кДж;  $D\left( -\frac{G_T^0 - H_0^0}{T} \right)$  – зміна приведенної енергії Гіббса, Дж/К.

Наведені рівняння визначення  $DS_T$  (14–15) придатні як для оборотних, так і необоротних процесів. Це є наслідком властивості ентропії як функції стану системи, бо зміна функції стану від шляху процесу не залежить.

Зауважимо, що при переході від газоподібного стану до рідкого знижується не тільки стандартна ентропія речовини, але і різниця стандартних ентропій схожих речовин різної молекулярної маси. При цьому збільшення стандартної ентропії для реакцій дисоціації в розчині буде менш позитивним, чим в газовій фазі, і ця тенденція виражена тим сильніше, чим більше молекулярна вага реагентів [8].

Приведені Леффлером і Грюнвальдом значення  $DS^0$  для дисоціації комплексів з водневим зв'язком або з перенесенням заряду змінюються від 1,8 кал/°С для комплексу аценафтен - пікринова кислота в етилендихлориді до 19,8 кал/°С для диміра оцтової кислоти в чотирьохлористому вуглеці; більшому числу реакцій відповідає  $DS^0$  близько 10 кал/°С. Процеси дисоціації молекул подібного розміру і будови в газовій фазі мають  $DS^0$  від 30 до 45 кал/°С. У таких даних не виявляється залежності від молекулярної маси, розміру або природи молекул.

Для реакцій, які супроводжуються зміною числа молекул, перехід від газоподібного стану до розчину, в якому відсутні сильні взаємодії, не повинен значно впливати на термодинамічні характеристики.

#### IV. Ентропія і теорія інформації

Вперше взаємозв'язок між ентропією і інформацією відзначив К.Шенн як міру корисної інформації в процесах передачі сигналів по проводах [7].

Інформаційна ентропія – міра невизначеності або непередбачуваності інформації, невизначеність появи якого-небудь символу первинного алфавіту. При відсутності інформаційних втрат чисельно рівна кількості інформації на символ повідомлення, яке передається [9]. Наприклад, в послідовності букв, які складають будь-яке речення, різні букви появляються з різною частотою, тому невизначеність появи деяких букв менша, ніж для інших. Якщо ж врахувати, що деякі сполучення букв (в цьому випадку говорять про ентропію  $n$ -го порядку) зустрічаються дуже рідко, то невизначеність ще більше зменшується.

Інформаційна подвійна інформація для незалежних випадкових подій  $x$  з  $p$  можливими станами (від 1 до  $p$ ) розраховується згідно [9]:

$$S(x) = -\sum_{i=1}^p p(i) \log_2 \log_2 p(i). \quad (16)$$

Ця величина також називається середньою

ентропією повідомлення. Величина  $\log_2 \frac{1}{p(i)}$

називається частковою ентропією, яка характеризує тільки  $i$ -ий стан. Таким чином, ентропія подій  $x$  є сумою з протилежним знаком всіх добутоків відносних частот появи події  $i$ , помножених на їх же подвійні логарифми. Це визначення для дискретних випадкових подій можна розширити для функції розподілу ймовірності [7].

Шенон визначив, що вимірювання ентропії, яка застосовується до джерела інформації, може визначити вимоги до мінімальної пропускної можливості каналу, що вимагається для надійної передачі інформації у вигляді закодованих подвійних чисел. Для виведення формули Шенона необхідно обрахувати математичне очікування «кількості інформації», яке є у цифрі з джерела інформації. Міра ентропії Шенона виражає невпевненість реалізації випадкової змінної. Таким чином ентропія є різницею між інформацією, яка зберігається в повідомленні, і тією частиною інформації, яка точно відома (або гарно передбачувана) в повідомленні. Прикладом цього є надмірність мови – є явні статистичні закономірності в появі букв, пар послідовних букв і т. д.

Ентропія являється кількістю, визначеною в контексті ймовірнісної моделі для джерела даних. Наприклад, підкидання монети має ентропію –  $2(0,5 \log_2 0,5) = 1$  біт на одне підкидання (при умові його незалежності). У джерела, який генерує рядок, яка складається тільки з букв «А», ентропія

рівна нулю:  $-\sum_{i=1}^{\infty} \log_2 1 = 0$ . Так, наприклад, дослідним шляхом можна встановити, що ентропія англійського тексту рівна 1,5 біт на символ, що кінцево буде варіюватися для різних текстів. Від основи логарифма залежить одиниця вимірювання інформації і ентропії: біт, тріт, нат або хартлі. Ступінь ентропії джерела даних означає середнє число бітів на елемент даних, що вимагаються для її зашифровки без втрати інформації, при оптимальному кодуванні.

Алфавіт може мати ймовірнісний розподіл далекий від рівномірного. Якщо початковий алфавіт має  $n$  символів, тоді його можна порівняти з «оптимізованим алфавітом», ймовірнісний розподіл якого рівномірний. Співвідношення ентропії початкового і оптимізованого алфавіту – це ефективність початкового алфавіту, яка може бути виражена в процентах. Ефективність початкового алфавіту з  $n$  символами може бути також визначена як його  $n$ -та ентропія.

Якщо послідовність символів алфавіту незалежна (наприклад, в французькій мові після букви «q» майже завжди йде «u»), кількість інформації, яку несе послідовність таких символів (а відповідно і ентропія) очевидно менша. Для врахування таких факторів використовується умовна ентропія. Умовною ентропією першого порядку називається ентропія для алфавіту, де відомі ймовірності появи

однієї букви після іншої (тобто ймовірності двобуквених поєднань):

$$S_1(s) = -\sum_i p_i \sum_j p_i(j) \log_2 \log_2 p_i(j), \quad (17)$$

де  $i$  – це стан, який залежить від попереднього символу, і  $p_i(j)$  – це ймовірність  $j$ , при умові, що  $i$  був попереднім символом.

Умовні ентропії повністю описують інформаційні втрати при передачі даних в каналі з перешкодами. Для цього застосовують так звані каналні матриці. Так, для опису втрат з боку джерела (тобто відомий посланий сигнал), розглядають умовну ймовірність  $p(b_j/a_i)$  отримання приймачем символу  $b_j$  при умові, що був відправлений символ  $a_i$ .

Втрати, які припадають на передавачий сигнал  $a_j$ , описуються через часткову умовну ентропію:

$$S(B/a_i) = -\sum_{j=1}^m p(b_j/a_i) \log_2 p(b_j/a_i). \quad (18)$$

Взаємна ентропія, або ентропія об'єднання, застосовується для розрахунку ентропії взаємозв'язаних систем (ентропії спільної появи статистично залежних повідомлень) і позначається  $H(AB)$ , де  $A$ , як завжди характеризує передатчик, а  $B$  – приймач.

Одиниця вимірювання – біт/два символи, що пов'язано з тим, що вона описує невизначеність на пару символів – відправленого і отриманого [10]. Шляхом нескладних перетворень також отримуємо:

$$S(AB) = S(A) + S(B/A) = S(B) + S(A/B). \quad (19)$$

Взаємна ентропія має властивість інформаційної повноти – з неї можна отримати всі розглядувані величини.

## Висновки

1. Ентропія – зв'язок між макро- і мікро-станами, єдина функція у фізиці, яка показує напрямок процесів. Функція стану системи, яка не залежить від переходу із одного стану в інший, а залежить тільки від початкового і кінцевого положення системи.

2. Ентропія є мірою рівноважного стану системи яка тільки зростає при переході системи до цього стану, характеризує ступінь її впорядкованості – хаосу.

3. Ентропія в хімії визначає напрям хімічних реакцій та їх ефективність.

4. Інформаційна ентропія – міра невизначеності або непередбачуваності інформації, невизначеність появи якого-небудь символу первинного алфавіту. При відсутності інформаційних втрат чисельно рівна кількості інформації на символ повідомлення, яке передається.

*Автори висловлюють вдячність проф. В.М. Кланічці за надані консультації.*

**Фреїк Н.Д.** – студентка Інституту природничих наук;  
**Ільків Н.Б.** – студентка фізико-технічного факультету.

- [1] А.Н. Матвеев *Молекулярная физика: 2-е изд., перераб. и доп.* Высшая школа, М., 360с. (1987)
- [2] Г.Ф. Бушок, Г.Ф. Півень *Курс фізики: Навч. посіб. для студентів. 2-е вид., перероблене і доп.* Вища школа, К., 407с. (1981).
- [3] И.П. Базаров *Термодинаміка: Учеб. для вузов. 4-е изд., перераб. и доп.* Высшая школа, М., 376с. (1991).
- [4] Д. Тер Хаар, Г. Вергеаланд. *Элементарная термодинамика.* Мир, М., 220с. (1968).
- [5] И.А. Квасников *Термодинамика и статистическая физика. Т.2: Теория равновесных систем: Статистическая физика: Учеб. пос. изд. 2-е, перераб. и доп.* Едиториал УРСС, М., 432с. (2002).
- [6] И.А. Квасников *Термодинамика и статистическая физика. Т.3: Теория неравновесных систем: Учеб. пос. изд. 2-е, перераб. и доп.* Едиториал УРСС, М., 448с. (2003).
- [7] К. Шеннон *Работы по теории информации и кибернетике.* Изд. иностр. лит., М., (2002).
- [8] Г.А. Голиков *Руководство по физической химии: Учеб. пособие для хим.-технол. спец. вузов.* Высшая школа, М., 383с. (1988).
- [9] М.В. Волькенштейн *Энтропия и информация.* Наука, М., , 192с. (2006).
- [10] В.П. Цымбал *Теория информации и кодирование.* Вища Школа, К., (2003).

N.D. Freik<sup>1,2</sup>, N.B. Ilkiv<sup>2</sup>

## Entropy in Their Science Views

<sup>1</sup>Kyiv National Taras Shevchenko University, Str. Volodymyrivska, 60, Kiev 01601, Ukraine

<sup>2</sup>Vasyl Stefanyk' Precarpathian National University, 57, Shevchenko Str., Ivano-Frankivsk, 76025, Ukraine

This important physical quantity characteristic – entropy – from a position of physical and chemical processes, and information theory. Particular attention is paid to the entropy contents in thermodynamics and statistical, as the changes in chemical reactions, reliability information degree.