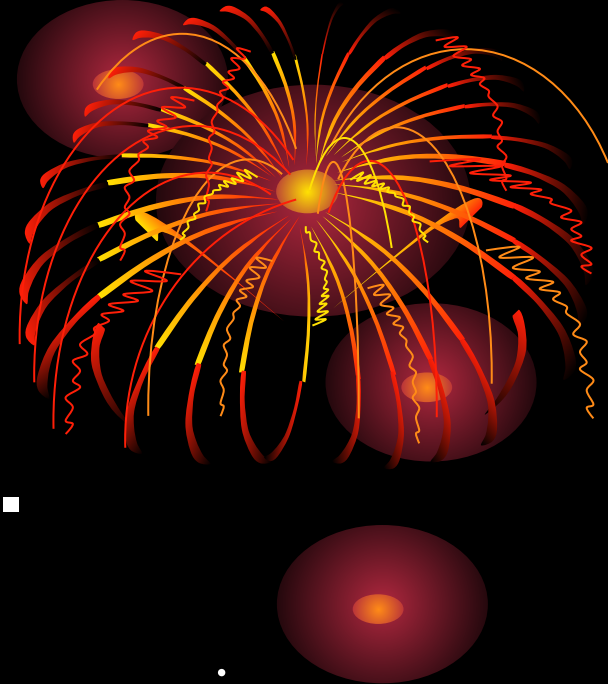




Лекція №5.
ТЕРМОДИНАМІК
A

**В БІОГЕННИХ
СИСТЕМАХ**

План лекції



- 1.** Предмет хімічної термодинаміки.
- 2.** Основні поняття термодинаміки.
- 3.** Перший закон термодинаміки. Ентальпія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса.
- 4.** Калорійність продуктів.
- 5.** закон термодинаміки. Ентропія.
- 6.** Термодинамічні умови хімічної рівноваги. Самовільні і несамовільні процеси.

1. Термодинаміка - це наука про взаємні переходи форм енергії.



Хімічна термодинаміка - вивчає зміни енергії при хімічних реакціях та фазових переходах.

Вона встановлює стійкість хімічних речовин, можливість і напрямки і межі протікання реакцій, вплив основних факторів: тиску, температури, концентрації на здійснення хімічного процесу.



живих організмах постійно
оходить обмін речовин
(МЕТАБОЛІЗМ).

Це сукупність багатьох хімічних реакцій, які супроводжуються виділенням і поглинанням енергії.

Цей процес обміну речовин і енергії є характерною ознакою життя.



2. Основні поняття:



СИСТЕМА - частина фізичного світу
(речовина чи сукупність тіл),

що має реальну чи уявну границю
від навколишнього середовища

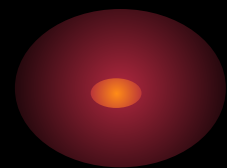


і має певні властивості
(нап., клітина, системи
живого організму: нервова,
серцево-судинна, система травлення і т.д).

Системи ділять на:

- **гомогенні** (або однорідні), які не мають границі поділу фаз;
- **гетерогенні** (неоднорідні), які мають границю поділу фаз.
- **ізольовані** (ідеальні) які не обмінюються з навколишнім середовищем ні масою ні енергією;
- **закриті**, що обмінюються енергією але не обмінюються масою;
- **відкриті**, які обмінюються як енергією так і масою із навколишнім середовищем.

!!!! Всі живі організми - відкриті гетерогенні системи.

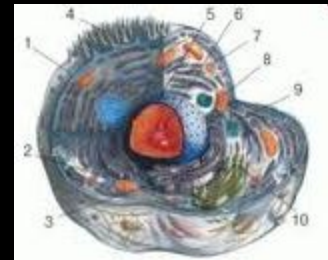


СТАН СИСТЕМИ –

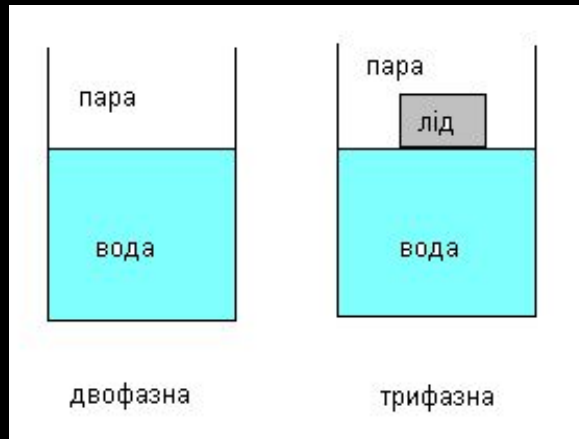
це сукупність фізичних і хімічних властивостей системи, що описуються термодинамічними факторами, які вона має в даний момент.

Якщо система не змінюється в часі, то такий стан називається **рівноважний**.

РІВНОВАГА найчастіше буває динамічною - коли процеси протікають з однаковою швидкістю і в цілому система не змінюється.



ФАЗА – це сукупність всіх однорідних



по складу і фізико-хімічні властивостях частин системи відокремлених чіткою границею розділу.

Так гомогенна система складається із однієї фази (однофазна),



а гетерогенна із кількох фаз.



КОМПОНЕНТИ СИСТЕМИ -

це її незалежні складники. Кожен компонент - індивідуальна речовина, яка може бути виділена і існувати самостійно.

Наприклад: фізіологічний розчин, який є **0,9% NaCl** - це система гомогенна, однофазна і двокомпонентна, яка складається із **NaCl** і **H₂O**.



Параметри стану системи

- це величини, які можна визначити безпосередньо вимірюванням.

Такими параметрами є температура, тиск, об'єм та концентрація речовин.

Функції стану системи - величини

які кількісно описують систему і залежать від параметрів.

- -внутрішня енергія - U
- -ентальпія системи - H
- -ентропія - S
- -вільна енергія Гібса - G



3. Закони термодинаміки.

Перший закон.

це закон збереження енергії:

В ізольованій системі сума всіх видів енергії стала, а отже не може збільшуватись без взаємодії з навколишнім середовищем.

Вічний двигун першого роду неможливий.

Переходи енергії здійснюються в строго еквівалентних співвідношеннях.



Для реальних систем
на збільшення **внутрішньої енергії системи (U)**
потрібна деякої кількості теплоти
(**Q** - тепловий ефект)

роботи проти зовнішньої системи (A),
виражається таким співвідношенням:

$$Q = U + A$$

де **U** - внутрішня енергія системи –
весь запас енергії системи, що включає
в себе енергію руху молекул, атомів,
електронів в атомах і молекулах і інші внутрішні енергії.

Внутрішня енергія **залежить** від природи речовини і її маси.

Неможливо визначити абсолютне значення внутрішньої енергії
системи, визначається **ТІЛЬКИ** її **зміна** при переході з одного
стану в інший.

$$U = U_2 - U_1$$



Формами передачі енергії є:

ТЕПЛОТА (Q) - це форма

передачі енергії, що здійснюється в системі шляхом
безпосереднього контакту мікрочастин,
які хаотично рухаються.

РОБОТА (A) є формою передачі енергії.

В організмі всі процеси протікають при постійному
тиску тобто є ізобарними ($p = \text{const}$)

$$A = pV = RTn$$

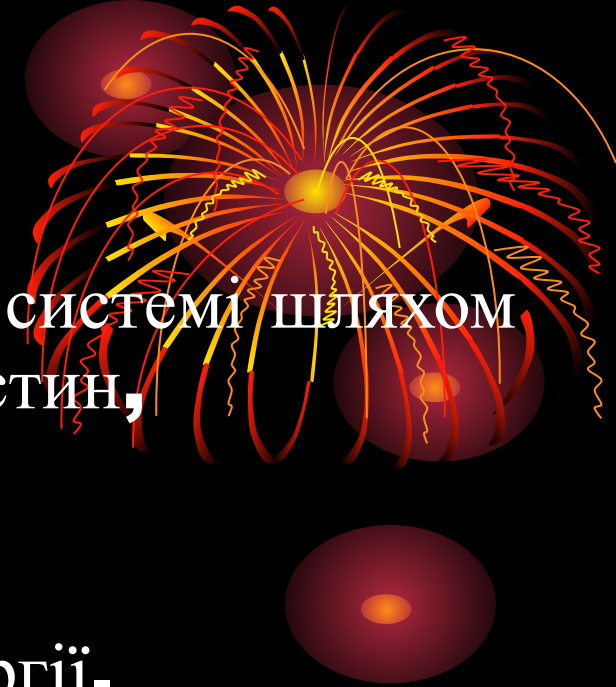
отже $Q_p = U + pV = U + RTn$

так як $U = U_2 - U_1$ а $V = V_2 - V_1$, то

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

якщо прийняти, що $U + pV = H$ - ентальпія, то

$$Q_p = H_2 - H_1 = H$$



Ентальпія (ΔH) -

це функція стану, що чисельно рівна сумі внутрішньої енергії системи і енергії роботи по зміні об'єму системи.

вона чисельно характеризує міру перетворення енергії в хімічних реакціях в тепло (тепловміст).

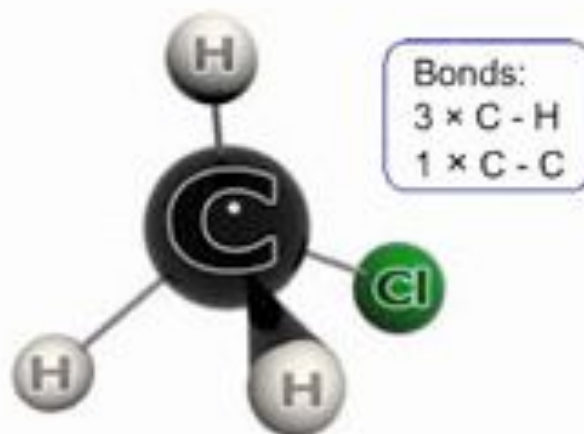
Для кожної конкретної речовини значення H при стандартних умовах H_{298} має важливе значення.



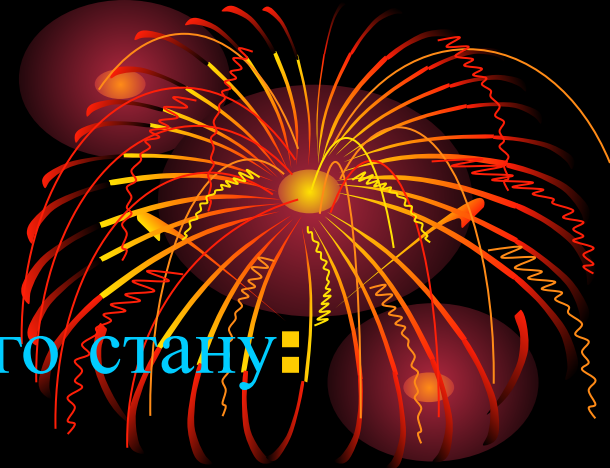
Bond Enthalpy

Bond dissociation enthalpies allow us to predict which of the chemical bonds in a compound will be the **first to break** when energy is supplied.

Usually, this energy is in the form of heat, but light (especially UV light) can sometimes be used instead.



Зміна ентальпії системи
не залежить від шляху процесу,
а тільки від її початкового і кінцевого стану!



$\Delta H_{\text{р-ції}} = \sum \Delta H_{\text{кінц.прод.}} - \sum \Delta H_{\text{вих.прод.}}$
з врахуванням стехіометричних коефіцієнтів
- наслідок із закону Гесса

4. Калорійність

Харчові продукти виділяють таку ж кількість енергії, як і при спалюванні їх у калориметрі. Так при біологічному окисненні виділяється:

- **1г білків** **17,6** кДж
- **1г вуглеводів** **19,6** кДж
- **1г жирів** **38,9** кДж



Людина при легкому фізичному навантаженні потребує **8370-10500** кДж на добу

- при середньому **12000-15000** кДж
- при важкій праці. **16700-25000**кДж

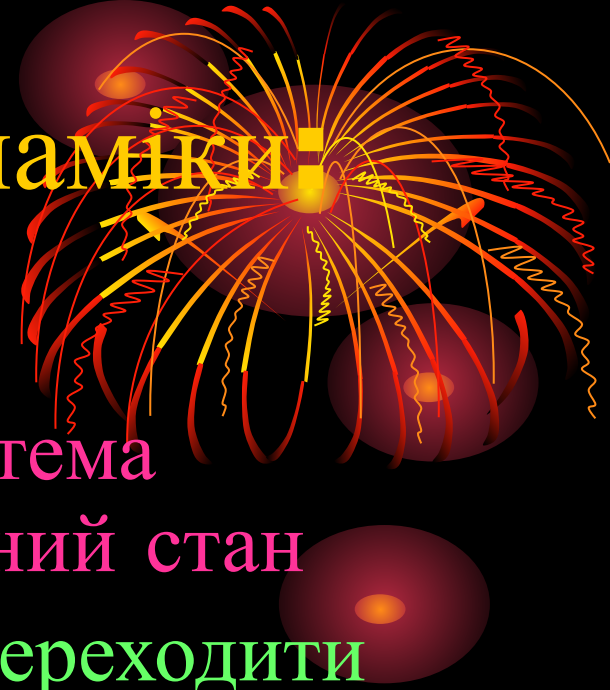
Звідси можна розрахувати, що добова потреба дорослої людини при нормальних фізичних навантаженнях:

- в білках - **80-100г**
- в жирах - **60-70г**
- у вуглеводах - **380-390г**



5. 2-й закон термодинаміки!

- самовільно можуть протікати тільки ті процеси, при яких система переходить в найбільш імовірний стан
- теплота не може самовільно переходити від тіла з меншою температурою до тіла з більшою температурою
- різні види енергії прагнуть перейти в теплоту, а теплота прагне рівномірно розподілитись між всіма тілами.



Другий закон термодинаміки дає можливість з'ясувати напрямок проходження самовільних процесів.



Термодинамічні процеси є зворотніми і незворотніми.

Всі реальні процеси, що протікають в природі термодинамічно незворотні.

Незворотні процеси можуть бути несамовільними, для здійснення яких необхідно прикласти енергію ззовні і самовільні, що протікають без затрати енергії ззовні.

Всі самовільні процеси протікають тільки до певної границі - до вирівнювання концентрацій, температур, потенціалів.

Ентропія (**S**) -це міра імовірності
стану системи в термодинаміці.



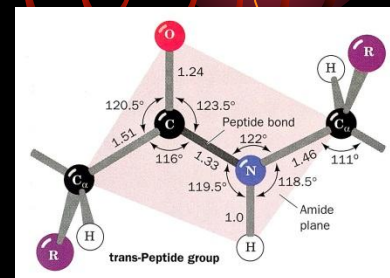
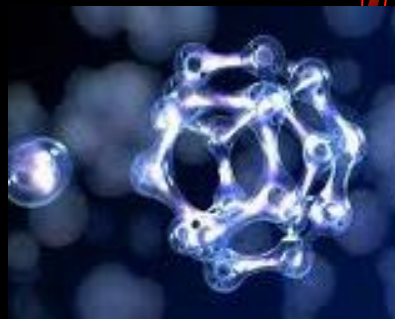
Ентропія є міра хаотичності розміщення частинок в речовині, або тіл в системі. Ентропія характеризує ту частину внутрішньої енергії, яка в роботу перетворена бути НЕ МОЖЕ.

- Значення ентропії розраховують при стандартних умовах $T=2980\text{K}$, $p=1\text{атм}=101325\text{Па}$, розмірність Дж/моль К**0**.
- Зміну ентропії хімічної реакції можна розраховувати так само як ентальпію.

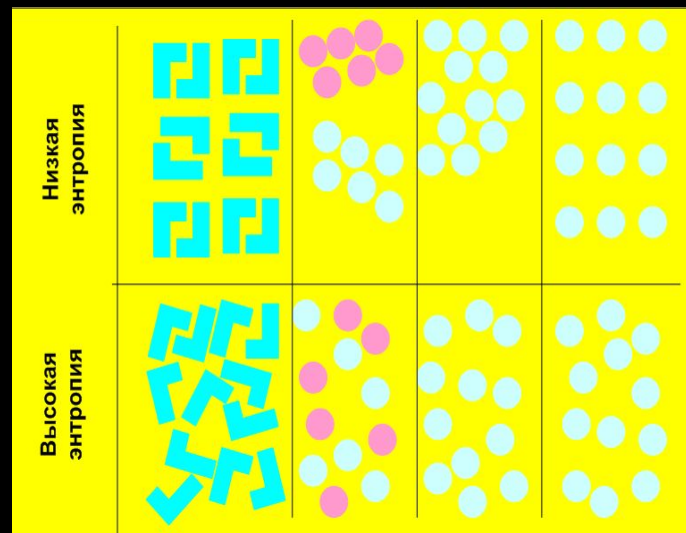
$$\Delta S = \sum \Delta S_{\text{кінц.прод.}} - \sum \Delta S_{\text{вих.пр.}}$$



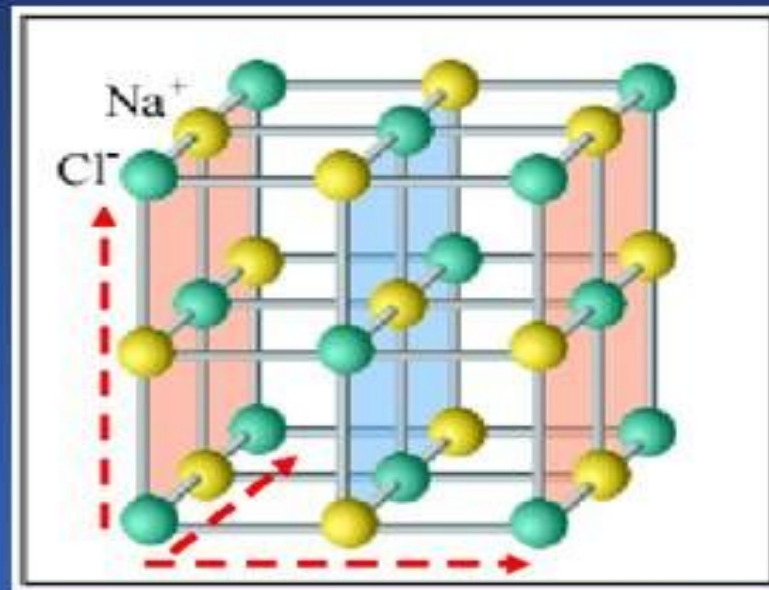
Тобто, ентропія – це міра впорядкованості системи



або її хаосу.



Третий закон термодинамики



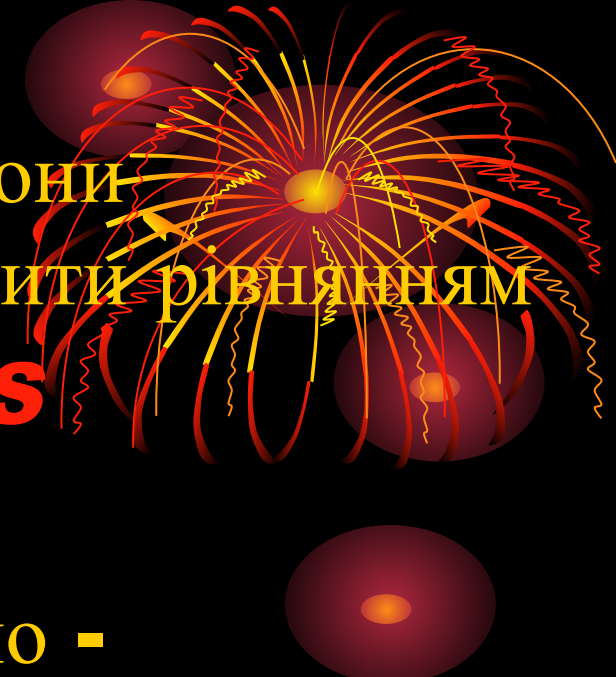
Энтропия идеального кристалла чистого вещества при абсолютном нуле равна нулю.

Планк (1911 г.)

Об'єднаний перший і другий закони термодинаміки можна відобразити рівнянням

$$\Delta G_{298} = \Delta H - T \Delta S$$

де **G** - енергії Гіббса або ізобарно - ізотермічного потенціалу [кДж/моль], вона відображає вплив ентропії та ентальпії на напрямок протікання хімічної реакції

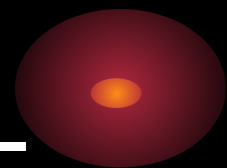


При постійній температурі і тиску хімічні реакції можуть **самовільно** протікати тільки в тому напрямку, де енергія Гіббса системи зменшується.



$$G < 0$$

так коли $H < 0$ (екзотермічна реакція), а $S > 0$ – ентропія зростає, то з рівняння $G = H - TS$ витікає, що при всіх температурах $G < 0$, а це значить, що реакція може протікати при будь-яких температурах.



Коли $H > 0$ (реакція ендотермічна), $S < 0$ ентропія зменшується, то $G > 0$ і реакція неможлива при будь-яких умовах.

