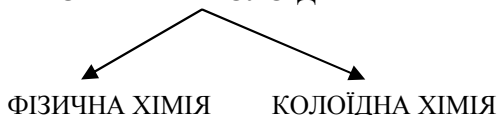


Вступ

ФІЗИЧНА ТА КОЛОЇДНА ХІМІЯ



Хімія – це наука, що вивчає перетворення речовин, яке супроводжується зміною їхнього складу та будови.

Фізика (від давньогр. φύσις “природа”) – наука, що вивчає найфундаментальніші закономірності, що визначають структуру та еволюцію матеріального світу.

Фізична хімія є фундаментальною наукою, яка, користуючись теоретичними та експериментальними методами фізики та хімії, а також власними методами, займається всебічним дослідженням хімічних реакцій та фізичних явищ, що відбуваються у живій та неживій природі.

Фізична хімія на основі вивчення фізичних властивостей системи дає змогу зробити висновки щодо хімічних перетворень, які в ній відбуваються.

Основні етапи розвитку фізичної хімії

1752 р. – М. В. Ломоносов ввів термін “фізична хімія” і дав перше визначення цього предмета. 1773 р. – К. В. Шеєле у Швеції, 1777 р. – Ф. Фонтана у Італії відкрили адсорбцію газів.

1850 р. – Л. Ф. Вільгельмі започаткував хімічну кінетику під час дослідження інверсії сахарози.

1864–1867 рр. – К. М. Гульдберг і П. Вааге в Норвегії, відтак 1873–1878 рр. – У. Гіббс у США створили термодинамічне вчення про хімічну рівновагу.

1885–1889 рр. – голландський фізико-хімік Вант-Гофф розробив кількісну теорію розбавлених розчинів, розвинув термодинамічну теорію хімічної рівноваги.

1887–1893 рр. – шведський вчений С. Арреніус створив теорію електролітичної дисоціації.

1893 р. – В. Оствальд створив першу кафедру фізичної хімії в Лейпцигу. Заснував перший науковий журнал з фізичної хімії.

Ж. Перрен та В. Томсон відкрили електрон, П. Кюрі та М. Склодовська-Кюрі – явище радіоактивності, Е. Резерфорд – будову атома – це подальші кроки розвитку фізичної хімії.

1913 р. – німецький хімік М. Боденштейн започаткував метод стаціонарних концентрацій під час розгляду складних реакцій з участю високоактивних короткоживучих частинок – радикалів або атомів

30–40-ві роки ХХ сторіччя – російський вчений М. Семенов та англійський Т. Хіншельвуд створили теорію ланцюгових реакцій.

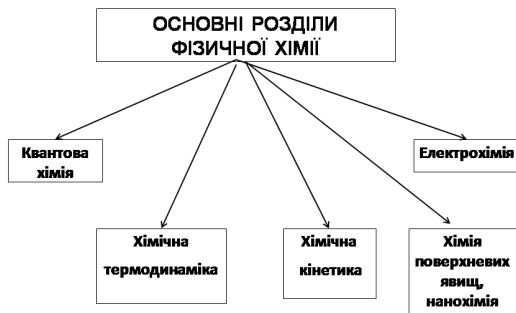
В. Коссель та Г. Льюїс розробили основи електронної теорії хімічного зв'язку.

В. Гейтлер та Ф. Лондон у 1927 р. розвинули квантово-механічну теорію хімічного зв'язку.

Тоді ж розвинулось вчення про полярну структуру молекул та міжмолекулярні взаємодії.

Нанохімія – це наука, яка оперує окремими атомами, молекулами, частинками діаметром до 10 нм.

На цьому рівні перестають діяти закони термодинаміки, а конструювання речовин відбувається на молекулярному рівні.



Основне завдання фізичної хімії – вивчення взаємозв'язку фізичних та хімічних процесів та явищ.

Хімічна термодинаміка

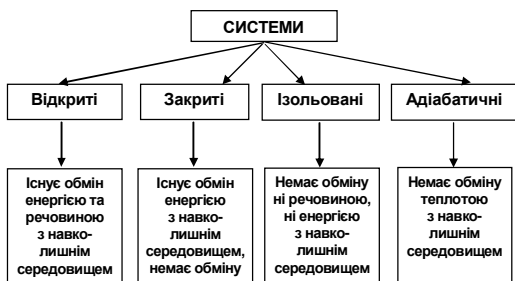
Термодинаміка – це наука, яка вивчає взаємні переходи теплоти та роботи в рівноважних умовах або під час переходу системи до стану рівноваги.

Хімічна термодинаміка – розділ фізичної хімії, в якому закони загальної термодинаміки застосовуються для аналізу хімічних та фізико-хімічних процесів.



Основні поняття та визначення хімічної термодинаміки

У термодинаміці вивчають системи, уявно або реально відокремлені від навколишнього середовища, які здатні обмінюватися з ним енергією та речовиною.



Сукупність усіх хімічних та фізичних властивостей системи називається станом системи.

Стан будь-якої системи характеризується кількісно за допомогою термодинамічних змінних. Всі змінні взаємозв'язані, для зручності їх поділяють на незалежні змінні та термодинамічні функції.

Термодинамічний потенціал (термодинамічна функція) – характеристична функція у термодинаміці, зменшення якої в рівноважних процесах, що відбуваються за постійних значень відповідних незалежних параметрів, дорівнює корисній зовнішній роботі. Виділяють такі термодинамічні функції:

- внутрішня енергія (U);
- ентальпія (H);
- енергія Гельмгольца (A, F);
- енергія Гіббса (G);
- ентропія (S).



Системи, в яких є тільки одна фаза, називають гомогенними.

Системи, що складаються з декількох фаз, називають гетерогенними.

Всяка зміна термодинамічних параметрів називається процесом.

Будь-який процес закінчується станом рівноваги.

Процеси поділяють на:

- ізобарні $P = const$;
- ізохорні $V = const$;
- ізотермічні $T = const$;
- адіабатичні – без обміну теплотою з навколишнім середовищем;
- самочинні – для здійснення яких не потрібно витратити енергію;
- несамочинні – які відбуваються за умови витрати енергії;
- рівноважні – коли система проходить через ряд рівноважних стадій (ідеальні процеси);
- оборотні, необоротні, циклічні.

У термодинаміці відсутній чинник часу.

Розглядаються системи з великою кількістю частинок (статистичні системи).

Термодинамічні параметри поділяють на функції стану та функції переходу.

Функції стану – зміна параметра залежить тільки від початкового та кінцевого станів і не залежить від шляху процесу

$$\int_{x_1}^{x_2} dx = x_2 - x_1 = \Delta x .$$

Всяка зміна функції стану в циклічному процесі дорівнює нулеві.

$$\oint dx = 0 .$$

Нескінченно мала зміна функції стану (x) є повним диференціалом dx .

До функцій стану належать внутрішня енергія, ентальпія.

Функції переходу – зміна параметра залежить від початкового та кінцевого станів, а також від шляху процесу

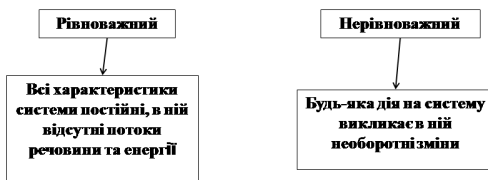
До функцій переходу зараховують теплоту, роботу розширення.

Для функції переходу в циклічному процесі справедлива нерівність

$$\oint dx \neq 0 .$$

Набір інтенсивних термодинамічних властивостей системи визначає її стан.

Розрізняють такі стани термодинамічних систем



Висновки та співвідношення термодинаміки ґрунтовані на трьох постулатах та трьох законах.

- *Перший постулат термодинаміки*

Будь-яка ізольована система впродовж певного часу переходить в рівноважний стан і самочинно вийти з нього не може.

- *Другий постулат термодинаміки (нульовий закон)*

Якщо в стані теплової рівноваги перебувають системи А та В, а остання, своєю чергою, перебуває у стані теплової рівноваги із системою С, то системи А та С також перебувають у стані теплової рівноваги.

- *Третій постулат термодинаміки*

За заданих зовнішніх змінних енергія рівноважної системи є функцією її температури.

Тільки в рівноважній системі термодинамічні параметри описують рівняннями.

Рівняння зв'язують внутрішні та зовнішні параметри, а також температуру.

У загальному вигляді рівняння стану можна записати так

$$f(a,b,T) = 0,$$

де a – сукупність внутрішніх параметрів; b – сукупність зовнішніх параметрів.

Найпростіше рівняння стану – рівняння Менделєєва–Клапейрона

$$PV = nRT.$$

**Фізико-хімічні величини,
що застосовуються у фізичній хімії**

Тиск P – розмірність Па, атм, мм рт. ст., бар
1 атм – 101325 Па.

Об'єм V – м³.

Енергія (внутрішня U , ентальпія H , енергія
Гельмгольца A , енергія Гіббса G).

Температура T – шкала Кельвіна

$T = t \text{ } ^\circ\text{C} + 273,15$.

Мольна частка – N_i .

Кількість речовини, моль – n .

Концентрація C_i – молярна концентрація,
моль/л, моль/м³.

K – константа рівноваги.

K – константа швидкості хімічної реакції.

v – швидкість хімічної реакції, моль/(м³ с).

Число Авогадро $N_A = 6,0225 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Число Фарадея $F = 96493,5$ кулон/г-екв⁻¹

Співвідношення між величинами:

Дж = 1 Н·м = 1 кг·м²·с⁻² = 0,239 кал = 10⁷ ерг.

1 кал = 4,184 Дж.

1 атм = 101325 Па = 101325 Н·м⁻² =
= 1,01325 Бар = 760 мм рт. ст.

1 бар = 10⁵ Па.

Математичні сталі величини

$e = 2,718$.

$\lg(e) = 0,434$.

$\ln(10) = 2,302$.