

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

„ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ”

Збірник методичних вказівок

Одеса 2006

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

„ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ”

Збірник методичних вказівок до практичних робіт з дисциплін
„Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія”

Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія
Усі спеціальності

"ЗАТВЕРДЖЕНО"
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
Протокол № 1 від "15" 09 2006 р.

Одеса 2006

„Закономірності перебігу хімічних реакцій”. Збірник методичних вказівок до практичних робіт з дисциплін „Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія” для студентів I-III курсів денної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 51 с.; укр. мова.

ЗМІСТ

Передмова.....	с. 4
1 Закономірності перебігу хімічних реакцій.....	5
1.1 Енергетика хімічних реакцій.....	5
1.1.1 Основні поняття.....	6
1.1.2 Теплові ефекти реакцій.....	6
1.1.3 Внутрішня енергія.....	8
1.1.4 Перший закон термодинаміки. Термохімічні закони.....	9
1.1.5 Другий закон термодинаміки.....	13
1.1.6 Термодинамічні потенціали.....	15
1.1.7 Термохімічні розрахунки.....	20
1.1.8 Індивідуальні завдання.....	26
1.2 Хімічна кінетика.....	32
1.2.1 Швидкість хімічних реакцій.....	32
1.2.2 Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас.....	33
1.2.3 Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.....	34
1.2.4 Вплив температури на швидкість хімічної реакції.....	36
1.2.5 Прискорення хімічних процесів. Каталіз.....	36
1.2.6 Механізм хімічних процесів.....	37
1.3 Хімічна рівновага.....	39
1.3.1 Константа рівноваги та її зв'язок з вільною енергією Гіббса.....	40
1.3.2 Зрушення хімічної рівноваги . Принцип Ле-Шательє.....	42
1.3.3 Приклади розв'язання завдань.....	44
1.3.4 Індивідуальні завдання.....	47
Запитання до самоконтролю.....	50
Література.....	51

ПЕРЕДМОВА

Глибоке знання хімії, хімічних основ екології потрібно фахівцям усіх галузей народного господарства для збереження навколишнього середовища. Хімічна підготовка дозволяє сформувати діалектичне мислення, розширити та поглибити світогляд, засвоїти нову інформацію. Це потребує систематичних та глибоких знань.

Мета збірника – дати можливість ознайомитись та засвоїти закономірності перебігу хімічних процесів, оволодіти методикою термохімічних розрахунків, визначення швидкості реакцій та умов хімічної рівноваги.

Методичні вказівки складаються з розділів „Енергетика хімічних реакцій”, „Хімічна кінетика” та „Хімічна рівновага” та містять теоретичні відомості, поняття, терміни, закони, правила із вивчаємих тем, приклади розрахунків, графіки, таблиці, типові завдання з роз’ясненнями та індивідуальні завдання до кожного з розділів.

Виконання індивідуальних завдань є складовою частиною контролюючих заходів модульної системи оцінки знань, умінь та навичок студентів.

Після засвоєння теми студент повинен **знати**:

- основні поняття термодинаміки, - функції стану системи: внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, термодинамічні потенціали – енергії Гіббса та Гельмгольца;
- основні поняття хімічної кінетики, - швидкість реакцій та її залежність від різних факторів;
- каталітичне прискорення реакцій;
- механізм хімічних процесів;
- умови хімічної рівноваги та її зрушення.

Одержанні знання дозволяють студенту **вміти**:

- передбачити теплові ефекти реакцій;
- вести термохімічні розрахунки: визначати стандартні молярні ентальпії утворення речовин, робити висновок про їх термічну стійкість;
- розраховувати тепловий баланс технологічних процесів;
- визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямки хімічних процесів;
- визначати швидкість хімічних процесів та умови їх зміни;
- впливати на зсув хімічної рівноваги в необхідному напрямку.

1 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

1.1 Енергетика хімічних реакцій

Хімічними реакціями називаються процеси перетворення речовини, під час яких відбувається розрив старих та утворення нових зв'язків у молекулах. Хімія вивчає реакції, виходячи з макроскопічних явищ, на основі уявлення про властивості молекул, атомів, електронів та ядер. Всі ці частинки певним чином перебігають. Цей перебіг складає основу кінетики хімічних реакцій. Одні реакції відбуваються самочинно з виділенням значної кількості енергії, інші реакції – з поглинанням енергії. Хімічні реакції супроводжуються зміною різних видів енергії:

Виділенням теплоти	-	$C + O_2 = CO_2 + Q.$
Поглинанням теплоти	-	$CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q.$
Виділенням УФ-світла	-	$2Mg + O_2 = 2MgO + h\nu.$
Поглинанням УФ-світла	-	$2AgBr + h\nu = 2Ag + Br_2.$
Виділенням електрики	-	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ (у гальванічному елементі).
Поглинанням електрики	-	$2H_2O = 2H_2 + O_2$ (при електролізі).

Під час хімічних реакцій енергія вилучається або поглинається в різних формах, але обов'язково в еквівалентних кількостях.

Згідно з законом збереження енергії домовились всі види енергії, яка виділяється чи поглинається, перераховувати в теплову енергію.

Термодинаміка вивчає різні процеси через дослідження змін енергетичного стану тіл. Ці зміни можна охарактеризувати кількістю теплоти Q та роботи A . Відповідно назва склалася від грецьких слів „*terme*” – теплота та „*dinamic*” – сила, робота.

Наука о взаємних перетвореннях різних видів енергії при хімічних та фізико-хімічних процесах, в яких має місце зміни хімічного складу або структури, називається **хімічною термодинамікою**. Хімічна термодинаміка встановлює напрямки та межі самочинного перебігу реакцій.

Задачі хімічної термодинаміки:

1. Визначення теплових ефектів в реакціях.
2. Визначення можливості або неможливості перебігу хімічної реакції за даних умов.
3. Визначення умов, при яких окремі компоненти системи можуть знаходитися у стані рівноваги.

1.1.1 Основні поняття

Термодинамічна система – це тіло, або група тіл, що перебувають у тепловій та механічній взаємодії і відокремлені від зовнішнього середовища межею розподілу.

Відкрита система обмінюється масою та енергією з навколишнім середовищем, **закрита система** – тільки енергією. В **ізольованих системах** потік енергії середовища відсутній.

Системи можуть бути **гомогенними** (однорідними) та **гетерогенними** (різномірними).

Сукупність гомогенних частин системи, однакових за складом, хімічними і фізичними властивостями та відокремлених від інших частин системи фізичною поверхнею розподілу, називається **фазою**.

Система, що складається з кількох фаз, є **гетерогенною**.

Кожна система характеризується рядом **властивостей**. Такі властивості, які можна вимірювати приладами – **об'єм, температура, тиск, маса, хімічний склад**, - називаються **параметрами стану**.

Властивості, які вимірювати неможливо, але зміни яких в процесі важливо знати, - **внутрішня енергія (U), ентальпія (H), ентропія (S), термодинамічні потенціали (G, F)** – називають **функціями стану**. Це означає, що чисельне значення будь-якої з них для даної системи однозначно визначається чисельними значеннями параметрів системи $p, T, V(C)$.

У термодинаміці виділяють 4 типа процесів залежно від умов їх перебігу:

1. **Ізобарний процес** – зміна стану системи відбувається при постійному тиску ($p = const, \Delta p = 0$).

2. **Ізохорний процес** іде при постійному об'ємі ($V = const, \Delta V = 0$).

3. **Ізотермічний процес** протікає при постійній температурі ($T = const, \Delta T = 0$).

4. **Адіабатичний** – процес, при якому відсутній теплообмін з оточуючим середовищем ($Q = const, \Delta Q = 0$).

1.1.2 Теплові ефекти реакцій

При хімічних реакціях йде виділення або поглинання теплоти. Це відбувається за рахунок утворення і розриву зв'язків між атомами, що призводить до утворення нових хімічних сполук, які перебувають у вигідному енергетичному стані.

Таким чином, утворення теплоти зв'язано з перебігом реальних процесів в тих чи інших системах.

Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається в результаті реакції, називається тепловим ефектом даної хімічної реакції.

Кількість теплоти визначається за зміною температури, яка характеризується в калоріях або в джоулях. **Калорія** (кал) – це кількість теплоти, яка необхідна для нагрівання одного граму води на один градус Цельсія. В системі СІ кількість теплоти визначається в джоулях (Дж). Одна калорія еквівалентна 4,18 Дж (1 кал \approx 4,18 Дж).

За тепловим ефектом хімічної реакції поділяються на 2 групи: **екзотермічні** та **ендотермічні**.

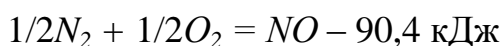
Екзотермічними називаються реакції, які відбуваються з виділенням теплоти.

Наприклад:



Ендотермічними називаються реакції, які відбуваються з вбиранням теплоти.

Наприклад:

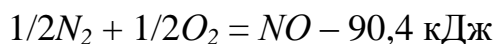


*Хімічні рівняння, в яких зазначається кількість виділеної або ввібраної теплоти називаються **термохімічними**.*

Знак „+” перед значенням теплового ефекту в правій частини рівняння показує, що теплота виділяється, тобто є продуктом реакції.

Знак „-” в правій частини реакції вказує, що реакція йде з поглинанням теплоти, тобто ендотермічна.

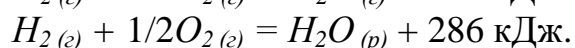
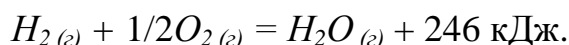
Значення теплового ефекту в термохімічному рівнянні відповідає такій кількості реагентів та продуктів, що визначаються стехіометричними коефіцієнтами. Якщо для рівняння кількість теплоти,



що поглинається, дорівнює 90,4, то взаємодію азоту з киснем можна записати також



В термохімічних рівняннях крім символів хімічних елементів та теплового ефекту вказують також агрегатний стан речовин



Різниця теплових ефектів цих рівнянь дорівнює теплоті, яка виділяється при конденсації 1 моль води:

$$286 - 246 = 40 \text{ (кДж)}.$$

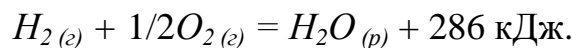
В енергетичному спектрі природних явищ теплові ефекти можуть змінюватися від 10^{-23} кДж (рух молекул газу при кімнатній температурі) до 10^{10} кДж (космічне випромінювання).

При хімічних реакціях ці зміни відбуваються в вузькому інтервалі: від 10 до 10^3 кДж/моль.

В практиці користуються поняттями „теплота утворення” і „теплота згоряння”.

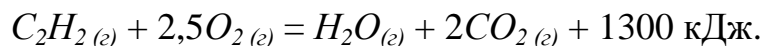
***Теплота утворення** – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.*

Наприклад, теплота утворення 1 моль рідкої води з 1 моль (2 г) водню і 0,5 моль (16 г) кисню дорівнює 286 кДж:



***Теплотою згоряння** називається кількість теплоти, яка виділяється під час згоряння 1 моль речовини.*

Наприклад, теплота згоряння ацетилену дорівнює 1300 кДж



Теплоти утворення і згоряння – важливі фізичні величини, і їх чисельні значення можна знайти у відповідних довідниках.

1.1.3 Внутрішня енергія

Кожна система має певний запас енергії, яку називають *внутрішньою енергією (U)*.

Під *внутрішньою енергією* розуміють повний запас енергії системи (без гравітаційної енергії). Вона складається з енергії поступного, коливного і обертального руху частинок, тобто з кінетичної енергії частинок, а також потенційної, зумовленою силами тяжіння, відштовхування і ядерними силами, які діють у ядрах атомів.

Внутрішня енергія залежить від *маси і стану* системи, який визначається за допомогою трьох параметрів: *V* – об’єму, *p* – тиску і *T* – температури:

$$U = f(V, p, T)$$

Абсолютне значення внутрішньої енергії визначити неможливо, тому що енергія і маса складають єдність вічно рухомої матерії, з якої неможливо вичерпати всю енергію. Однак, можна визначити зміну внутрішньої енергії, якщо система переходить з одного стану в інший

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Внутрішня енергія є *термодинамічною функцією стану* системи. Це означає, що зміна внутрішньої енергії ΔU залежить лише від кінцевого і початкового станів системи і не залежить від шляху проходження цього процесу.

Джоуль (1845) експериментально довів, що внутрішня енергія ідеальних газів при постійній температурі не залежить ні від тиску, ні від об'єму (закон Джоуля).

Основні форми енергії – *теплота* і *робота*. Ці поняття стосуються не систем, а процесів.

Робота A є кількісною мірою передачі впорядкованого руху. Для хімічних реакцій найбільше характерна робота розширення.

$$A = p \cdot \Delta V \quad (p = \text{const})$$

де ΔV – зміна об'єму системи.

При ізохорному процесі ($V = \text{const}$), коли $\Delta V = 0$, тоді $A = 0$ робота дорівнює нулю.

Теплота Q – це кількісна міра передачі безладного руху, яка здійснюється хаотичним рухом молекул і відбувається при контакті двох тіл з різною температурою.

Значення теплоти і роботи залежать від ходу процесу, тобто Q і A не є функціями стану.

1.1.4 Перший закон термодинаміки. Термохімічні закони

Перший закон термодинаміки є законом збереження енергії. Різні види енергії, які характеризують рух матерії, взаємно перетворюються в еквівалентних кількостях. Перший закон термодинаміки встановлює зв'язок між кількістю теплоти Q , яка виділяється чи поглинається в процесі роботи системи, і кількістю виконаної роботи A , що призводить до зміни внутрішньої енергії U системи. Аналітичний вираз першого закону термодинаміки має вигляд

$$Q = \Delta U + A$$

Теплота, яка витрачається чи накопичується системою, йде на зміну внутрішньої енергії та виконання роботи.

Для ізобарного процесу перший закон термодинаміки можна записати

$$\begin{aligned}Q_p &= \Delta U + p \cdot \Delta V \\Q_p &= (U_2 - U_1) + p \cdot (V_2 - V_1) \\Q_p &= (U_2 + p \cdot V_2) - (U_1 + p \cdot V_1)\end{aligned}$$

Суму $U + p \cdot V$ називають ентальпією H (тепловмістом) системи:

$$H = U + p \cdot V$$

Величина H є функцією змінних U , V і T . $H = f(U, V, T)$. Зміна ентальпії ΔH визначає тепловий ефект хімічної реакції в ізобарних умовах.

Ентальпія – енерговміст системи, така сама властивість, як тиск p , об'єм V , температура T . Вона відображає взаємний вплив атомів в молекулі. Ентальпія є функцією стану системи:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком:

$$\Delta H = - Q_p.$$

Для ізохоричного процесу $A = 0$ ($p \Delta V$) і тоді згідно з першим законом:

$$Q_V = \Delta U.$$

Тобто теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі дорівнює зміні внутрішньої енергії системи.

Існує залежність між тепловими ефектами при ізобарних та ізохорних умовах:

$$Q_p = Q_V - RT(n_2 - n_1),$$

де n_2 і n_1 – кількість моль газоподібних речовин після і до реакції.

Отже співвідношення між тепловими ефектами при сталому об'ємі Q_V і при сталому тиску Q_p залежить від різниці Δn .

Термохімічні закони є окремою формою закону збереження енергії.

Перший закон термохімії – закон Лавуазьє-Лапласа (1784 р):

Якщо при утворенні складної сполуки з простих речовин виділяється певна кількість теплоти (енергії), то така сама кількість енергії поглинається при її розкладі на прості речовини

$$\Delta H_{298 \text{ утв}}^0 = -\Delta H_{298 \text{ розкл.}}^0$$

Другий закон термохімії – закон Гесса (1840 р):

Тепловий ефект хімічної реакції (тобто зміна ентальпії або внутрішньої енергії) системи залежить лише від початкового та кінцевого станів реагуючих речовин та продуктів реакції, але не залежить від шляху перетворення речовин, тобто не залежить від проміжних стадій реакції.

Оскільки ΔU та ΔH не залежать від шляху переходу системи з одного стану в інший, то закон Гесса є наслідком першого закону термодинаміки.

Значення закону Гесса полягає в тому, що за його допомогою можна розрахувати теплові ефекти, які неможливо визначити експериментально.

Наслідки з закону Гесса:

1. Закон Лавуазьє-Лапласа є першим наслідком закону Гесса: ентальпія утворення речовини дорівнює ентальпії її розкладу з протилежним знаком:

$$\Delta H_{298 \text{ утв}}^0 = -\Delta H_{298 \text{ розкл.}}^0$$

2. Другий наслідок – правило Гесса

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення всіх продуктів реакції, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти, та сумою теплот утворення вихідних речовин з урахуванням їх стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_{x.p} = \sum n \Delta H_{\text{утв}} (\text{кінц.}) - \sum n \Delta H_{\text{утв}} (\text{вихідн.})$$

Для термохімічних обчислень часто використовують наслідки із закону Гесса. Але для початку треба визначити основні поняття термохімії: ентальпія утворення хімічної сполуки, ентальпія хімічної реакції, термохімічні рівняння.

Ентальпія утворення хімічної сполуки – це кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при утворенні 1 моль складної речовини з простих речовин стійких за даних умов при сталому тиску ($p = \text{const}$).

Зміна ентальпії при стандартних умовах ($p = 101325$ Па, $T = 298$ К) на 1 моль речовини називається **стандартною ентальпією утворення** хімічної речовини та позначається ΔH_{298}^0 , кДж/моль або $\Delta H_{утв}^0$.

Чим менша стандартна ентальпія утворення речовини, тим більш стійка речовина. ΔH_{298}^0 – характеризує термічну стійкість сполуки.

Стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю, а складних речовин – довідкові величини.

Ентальпія характеризує прагнення частинок до укрупнення та є мірою впорядкованості системи. Ентальпія є мірою енергії, яку накопичила речовина.

Ентальпія залежить від температури, тиску, агрегатного стану, природи речовини.

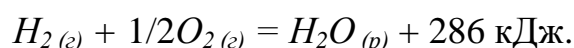
Ентальпія хімічної реакції – кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається при хімічній реакції при умовах, що реакція йде по заданому рівнянню та відноситься до кількості речовин, що приймають участь в реакції.

Вона позначається $\Delta H_{хім.р.}$ та вимірюється в кДж (Дж). Теплові ефекти хімічних реакцій змінюються в достатньо широких межах залежно від природи процесів. В енергетичному спектрі природних явищ теплові ефекти хімічних реакцій займають вузький інтервал від **10** до **10³** кДж.

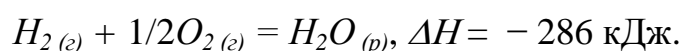
Хімічні рівняння, в яких наводяться значення теплових ефектів реакції, називають **термохімічними**.

В термохімічних рівняннях символи хімічних елементів означають мольні кількості речовин, які вступають в реакцію без залишку та утворюються в результаті неї. Тому в таких рівняннях можуть бути дрібні коефіцієнти. Наприклад:

В термохімії записують рівняння:

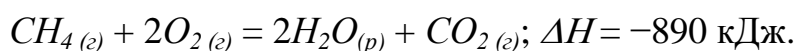


В термодинаміці записують



В термохімічних рівняннях біля формул сполук та простих речовин вказується агрегатний стан: *г* – газоподібний; *р* – рідина; *кр.* (*тв.*) – кристалічний (твердий).

Наприклад:

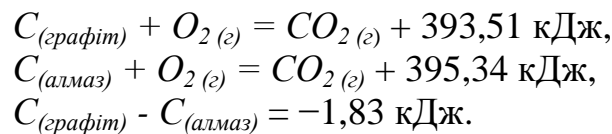


З термохімічними рівняннями можна поводитися як з алгебраїчними рівняннями – складати, вилучати, помножувати.

Теплота згоряння ΔH_{32} . – це тепловий ефект реакції окислення даної сполуки киснем й утворенням вищих оксидів відповідних елементів або сполук цих оксидів.

Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот згоряння початкових речовин та сумою теплот згоряння продуктів реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів

Якщо здійснюються дві реакції, що приводять із різних початкових до однакових кінцевих станів, то різниця між їх тепловими ефектами являє собою тепловий ефект переходу з одного початкового стану в інший. Це дозволяє обчислити процеси, які неможливо практично здійснити. Наприклад, перетворення графіту в алмаз:



1.1.5 Другий закон термодинаміки

Другий закон термодинаміки є постулатом. Історично його пов'язують з ім'ям Клаузеуса, який один з перших проаналізував праці Карно та сформулював його (1850 р):

Теплота не може спонтанно переходити від менш нагрітого тіла до більш нагрітого.

$$\frac{A}{Q} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_2},$$

де Q_1 – кількість теплоти, яка взята у нагрівача з температурою T_1 ,
 Q_2 – кількість теплоти, що віддається теплоприймачу з температурою T_2 ,

$Q_1 - Q_2 = A$ – робота, що здійснюється нагрітим тілом,

$\frac{A}{Q}$ – відношення, що показує, яка частина поглинутої енергії нагрівника виконала корисну роботу.

З аналітичного виразу другого закону одержимо:

$$\frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2} = 0.$$

Відношення кількості переданої теплоти до температури нагрівача має назву *приведеної теплоти*.

В 1865 р. Клаузіус вводить функцію „ S ”, яка дістає назву *ентронії* (від грецького - перетворення). Ентронія не залежить від шляху, тобто має властивості функції стану

$$\Delta S = \frac{Q}{T}, \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$$

В ізольованій системі, тобто системі, яка не обмінюється з іншими системами ні речовиною, ні енергією, загальний запас енергії незмінний. Внутрішня енергія такої системи стала ($U = \text{const}$), сталий об'єм ($V = \text{const}$), тобто $\Delta U = 0$.

Весь запас внутрішньої енергії можна поділити на вільну та зв'язану енергію.

Вільна енергія – та, яка дорівнює роботі A при $T = \text{const}$.

Зв'язана енергія – та частина внутрішньої енергії U , приріст якої дорівнює теплоті. Зв'язану енергію можна представити як

$$T \cdot \Delta S, \text{ де } S \text{ – ентронія.}$$

Ентронія – кількісна міра неупорядкованості, міра ймовірності стану системи

$$S = K \ln W.$$

– величина пропорційна логарифму рівноімовірних мікростанів (W), якими може бути реалізовано даний макростан. K – стала Больцмана

$$K = \frac{R}{N_A},$$

де R – універсальна газова стала,

N_A – число Авогадро.

Ентронія характеризує ймовірність стану системи, її рухливість. Чим більше S , тим більш хаотичне розташування структурних одиниць.

Макростан системи характеризується температурою T , об'ємом V , тиском p і т.д.

Мікростан характеризується станом кожної частинки, її координатами, швидкістю.

Одному й тому же макростану відповідає велике число різних мікростанів.

Ентронія зростає при зміні агрегатного стану від твердого до газоподібного:

$$\text{тверде} \rightarrow \text{рідина} \rightarrow \text{газ, тобто } S_m < S_p < S_g.$$

Вона змінюється пропорційно зміні об'єму:

$$\Delta S \approx \Delta V$$

За зміною ентропії можна зробити висновок про те, чи буде процес самодовільним за адіабатичних (відсутній теплообмін) умов:

якщо $\Delta S > 0$, процес самодовільний;

якщо $\Delta S < 0$, процес не йде;

якщо $\Delta S = 0$ – система в рівновазі, тобто процес оборотній.

Зміна ентропії хімічного процесу дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій початкових речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів

$$\Delta S_{x.p} = \sum n \Delta S_{\text{прод.}} - \sum n \Delta S_{\text{поч. реч.}}$$

1.1.6 Термодинамічні потенціали

Напрямок, в якому самодовільно перебігає реакція, визначається сумісною дією двох факторів:

– тенденцією к переходу системи в стан з найменшою внутрішньою енергією (з найменшою ентальпією);

– тенденцією досягнення найбільш ймовірного стану (к зростанню ентропії).

Найбільш стійкому рівноважному стану системи за даних умов (p, T) відповідає рівність:

$$\Delta H = T \Delta S,$$

ентальпійний ентропійний
фактор фактор

Різниця між ними: $\Delta H - T \Delta S = \Delta G$

є критерієм напрямку та самодовільного перебігу *ізобарно-ізотермічного* процесу.

Термодинамічна функція стану системи

$$G = H - T \cdot S \qquad G = f(p, T)$$

називається енергією Гіббса, або ізобарно-ізотермічним потенціалом. А зміна енергії Гіббса при хімічних реакціях ΔG – *енергією Гіббса хімічної реакції.* G – вільна частина внутрішньої енергії, запас вільної енергії системи.

Фізичний зміст $\Delta G_{p, T} = -A_{\text{макс}}$

максимально корисна робота при зворотному та ізотермічному процесі.

Рівність ентальпійного та ентропійного факторів

$$\Delta H = T\Delta S$$

можна записати як

$$\Delta U + p\Delta V = T\Delta S$$

Для ізохорно ($V = const$, $\Delta V = 0$) – ізотермічних ($T = const$) процесів рівняння приймає вигляд

$$\Delta U = T\Delta S$$

Різниця між ними:

$$\Delta U - T\Delta S = \Delta F$$

є критерієм напрямку та межі самодовільного перебігу процесів та називається **ізохорно-ізотермічним потенціалом** або „вільною” **енергією Гельмгольца** хімічної реакції, а термодинамічна функція стану системи:

$$F = U - T \cdot S; \quad F = f(V, T)$$

енергією Гельмгольца.

Ці функції стану системи називаються *характеристичними*, оскільки вони визначають стан системи, напрямок та межі перебігу процесів, максимальну роботу системи.

Хімічна сполука поряд з ΔH_{298}^0 утворення характеризується **енергією Гіббса утворення**, яка дорівнює зміні енергії Гіббса при утворенні 1 моль сполуки із простих речовин та визначають у кДж/моль. Як і ентальпія, ізобарно-ізотермічні потенціали *простих речовин* у сталому стані прийнято за нуль ($\Delta G_{утв.} = 0$).

Енергія Гіббса утворення характеризує *хімічну стійкість (хімічну спорідненість)*.

Оскільки вільна енергія є функцією стану системи, то її зміну можна визначити так само, як і зміну ентальпії та ентропії:

$$\Delta G_{x.p} = \sum n\Delta G_{прод.} - \sum n\Delta G_{поч.реч.}$$

З рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ випливає, що при сталих температурі та тиску реакція відбувається самочинно в бік зменшення енергії Гіббса.

якщо $\Delta G < 0$, то реакція відбувається зліва направо (самодовільно);

якщо $\Delta G > 0$, то процес зворотній, або в прямому напрямку заборонен;

якщо $\Delta G = 0$, тобто протилежні сили дорівнюватимуть

$$\Delta H = T\Delta S.$$

і система знаходиться в стані рівноваги

Це є термодинамічною умовою хімічної рівноваги. Тут чітко виражений закон діалектики „єдності і боротьби протилежностей”. Якщо ентропія є мірою неупорядкованості системи, то ентальпія є мірою порядку.

Можливість чи неможливість перебігу хімічних реакцій можна визначити за знаком функцій ΔH та ΔS (перевагою ентальпійного чи ентропійного факторів).

Таблиця 1.1 - Напрямок перебігу реакцій

Знак функції			Можливість процесу
ΔH	ΔS	ΔG	
-	+	-	Можливо при будь-яких температурах
+	-	+	Неможливо при будь-яких температурах
-	-	\pm	Можливо при досить низьких температурах
+	+	\pm	Можливо при досить високих температурах

Таблиця 1.2. – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та іонів при 298 К(25°C)

Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль
Al ₂ O ₃ (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0
CH ₄ (г.)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₄ (г.)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₂ (г.)	+226,8	200,8	+209,2
C ₆ H ₆ (р.)	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH (р.)	-277,6	160,7	-174,8
C ₂ H ₅ OH (г.)	-235,3	282,0	-168,62
CH ₃ OH (г.)	-201,2	237,7	-161,88
CH ₃ OH (р.)	-238,6	126,8	-166,1
CH ₃ COOH (р.)	-486,6	159,7	-392,1
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г.)	-393,5	213,7	-394,4
CaCO ₃ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF ₂ (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (к.)	-986,6	76,1	-896,8
CaCl ₂ (к.)	-785,8	113,8	-750,2
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к.)	-322,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2
HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г.)	26,6	206,5	1,8
H ₂ O (г.)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (р.)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г.)	-21,0	205,7	-33,8
MgCl ₂ (к.)	-641,1	89,9	-591,6
MgO (к.)	-601,8	26,9	-569,6
MgCO ₃	-1096,2	65,7	-1029,0
NH ₃ (г.)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₃ (к.)	-365,4	151,0	-183,8
N ₂ O (г.)	82,0	219,9	104,1
NO (г.)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г.)	83,3	307,0	140,5

Продовження таблиці 1.2

Речовина	ΔH^0_{298} кДж/моль	S^0_{298} Дж/(моль·К)	ΔG^0_{298} кДж/моль
NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5
NiO (к.)	-239,7	38,0	-211,6
TiO ₂ (к.)	-943,9	50,3	-888,6
PbO (к.)	-219,3	66,1	-189,1
SO ₂ (г.)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г.)	-394,8	256,0	-370,0
ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
AgCl (т.)	-126,9	96,0	-109,6
Ag ⁺	105,90	73,93	77,11
Al ³⁺	-524,7	-313,4	-481,2
AsO ₄ ³⁻	-870,3	-144,8	-636,0
CO ₃ ²⁻	-676,3	-53,1	-528,1
Ca ²⁺	-542,9	-55,2	-553,1
Cl ⁻	-167,46	55,1	-131,2
Cu ²⁺	64,4	-98,7	64,98
Fe ²⁺	-87,9	-113,4	-84,94
Fe ³⁺	-47,7	-293,3	-10,5
H ⁺	0	0	0
Hg ₂ ²⁺	168,2	74,2	154,2
K ⁺	-251,2	102,5	-282,3
Li ⁺	-278,4	14,2	-293,8
Mn ²⁺	-218,8	-79,9	-223,4
MnO ₄ ⁻	-518,4	190,0	-425,1
NO ₂ ⁻	-106,3	125,1	-35,3
NO ₃ ⁻	-206,6	146,4	-110,5
Na ⁺	-239,66	60,2	-261,87
OH ⁻	-229,94	-10,54	-157,3
PO ₄ ³⁻	-1284,1	-218,0	-1025,5
SO ₄ ²⁻	-907,5	17,2	-743,0
HSO ₃ ⁻	-628,0	132,4	-527,3
PCl ₅ (г.)	-369,45	362,9	-324,55
PCl ₃ (г.)	-277,0	311,7	-286,27

1.1.7 Термохімічні розрахунки

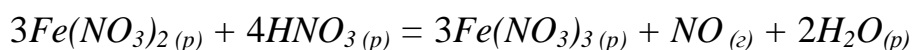
З використанням теплових ефектів реакцій:

- 1) розраховують стандартні молярні ентальпії утворення речовин;
- 2) порівнюють стандартні молярні ентальпії утворення подібних речовин та роблять висновок про їх термічну стійкість;
- 3) рахують тепловий баланс технологічних процесів;
- 4) роблять оцінку калорійності палива, визначають теплоту згоряння;
- 5) визначають тип хімічного зв'язку в молекулах;
- 6) встановлюють напрямок хімічних процесів.

Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

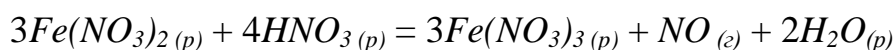
Користуючись даними табл. 1.2. **розрахувати ентальпію хімічної реакції та зробити висновок який це процес:**



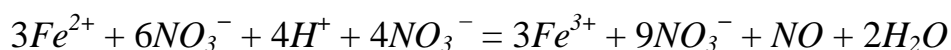
Розв'язок.

Доцільно використати для розрахунку $\Delta H_{x.p.}$ алгоритм-послідовність дій:

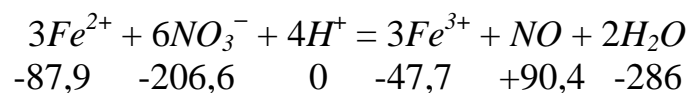
1. Записуємо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



2. Записуємо повне молекулярно-іонне рівняння:



3. Далі пишемо скорочене рівняння:



4. Вказуємо ΔH_{298}^0 під хімічними формулами речовин в кДж/моль, які знайшли у таблиці 1.2.

5. Записуємо правило Гесса в загальному вигляді:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum n \Delta H_{298}^0 \text{ кінц.прод.} - \sum n \Delta H_{298}^0 \text{ поч.реч.}$$

6. Записуємо правило Гесса для даного рівняння:

$$\Delta H_{x.p} = [3\Delta H(Fe^{3+}) + \Delta H(NO) + 2\Delta H(H_2O)] - [3\Delta H(Fe^{2+}) + 4\Delta H(H^+) + \Delta H(NO_3^-)]$$

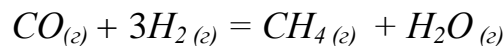
7. Підставимо чисельні значення ΔH_{298}^0 речовин і рахуємо $\Delta H_{x.p.}$:

$$\Delta H_{x.p.} = [3 \cdot (-47,7) + 90,4 + 2 \cdot (-286)] - [3 \cdot (-87,9) + 4 \cdot 0 + (-206,5)] = 624,7 - (-470,3) = -154,4 \text{ кДж}$$

8. Формулюємо висновок: оскільки $\Delta H_{x.p.} < 0$, то процес екзотермічний (так як $\Delta H_{x.p.} = -Q$).

Приклад 2.

Визначити зміну енергії Гіббса хімічної реакції та можливість самодовільного перебігу реакції при стандартних умовах:



Розв'язок.

За правилом Гесса

$$\Delta G_{x.p} = \sum n \Delta G_{\text{прод.}} - \sum n \Delta G_{\text{поч. реч.}}$$

$$\text{Визначаємо } G_{x.p.} = [\Delta G(CH_4) + \Delta G(H_2O)] - [\Delta G(CO) + 3\Delta G(H_2)]$$

$$\begin{array}{cccc} -50,8 & -228,6 & -137,1 & 0 \end{array}$$

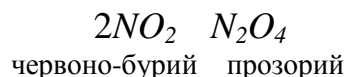
Підставляємо значення ΔG_{298}^0 речовин із табл. 1.2

$$G_{x.p.} = [-50,8 + (-228,6)] - [-137,1 + 4 \cdot 0] = -279,4 - (-137,1) = -142,3 \text{ кДж.}$$

Висновок: оскільки $G_{x.p.} < 0$, то процес при стандартних умовах можливий зліва направо (в прямому напрямку).

Приклад 3.

Використовуючи значення ентальпійних та ентропійних факторів у стандартних умовах, **визначити температуру, при якій настає хімічна рівновага** для реакції:



Розв'язок.

Рахуємо $\Delta H_{x.p} = \Delta H_{298}^0(N_2O_4) - 2\Delta H_{298}^0(NO_2)$;

$$\Delta H_{x.p} = (9650 - 2 \cdot 33820) = -57990 \text{ Дж/моль.}$$

Визначаємо $\Delta S_{x.p.} = (304,01 - 2 \cdot 240,18) = -176,35 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К.}$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = -57990 + 298 \cdot 176,35 = -5437,5 \text{ Дж/моль.}$$

Отже, $\Delta G < 0$ і реакція відбувається в прямому напрямку. Рівновага встановиться при $\Delta G = 0$, тобто $\Delta H = T\Delta S$ при температурі

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-57990}{-176,35} = 328,8 \text{ К}$$

Висновок: Треба збільшити температуру на 30 °С (328 – 298), щоб енергія Гіббса зменшилась на 5,44 кДж/моль. Реакція за таких умов досягає рівноваги. Збільшення температури приведе до утворення значної кількості NO_2 ($\Delta G > 0$) і реакція середовища змінить забарвлення.

Приклад 4.

Визначити ентальпію утворення 4 кг Fe_2O_3 .

Розв'язок.

Для визначення ентальпії утворення певної кількості речовини необхідно розрахувати число моль речовини:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{або} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

Знаючи, що стандартна ентальпія утворення речовини ΔH_{298}^0 відноситься до 1 моль речовини, розрахуємо $\Delta H_{утв}$ за формулою

$$\Delta H_{утв} = n \cdot \Delta H_{298}^0 = \frac{m}{M} \cdot \Delta H_{298}^0$$

$$\Delta H_{298}^0(Fe_2O_3) = -322,2 \text{ кДж/моль}$$

$$M(Fe_2O_3) = 160 \text{ г/моль}$$

$$\Delta H_{утв} = \frac{4000}{160} \cdot (-322,2) = -20555 \text{ кДж.}$$

Відповідь: ентальпія утворення 4 кг Fe_2O_3 складає 20555 кДж.

Приклад 5.

Визначити ентальпію розкладу 112 л аміаку.

Розв'язок.

Рахуємо кількість речовини аміаку (див. прикл. 4)

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{112}{22,4} = 5 \text{ моль.}$$

Визначаємо ентальпію утворення 5 моль NH_3 :

$$\Delta H_{298}^0(NH_3) = -46,2 \text{ кДж/моль.}$$

$$\Delta H_{\text{утв}} = 5 \cdot (-46,2) = -231 \text{ кДж.}$$

Оскільки $\Delta H_{\text{утв}} = -\Delta H_{\text{розкл.}}$, то $\Delta H_{\text{розкл.}} = 231 \text{ кДж.}$

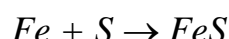
Відповідь: ентальпія розкладу 112 л аміаку становить 231 кДж.

Приклад 6.

Скласти термохімічне рівняння, якщо при взаємодії заліза масою 2,1 г з сіркою виділяється 3,77 кДж.

Розв'язок:

Записуємо хімічне рівняння



$M(Fe) = 56 \text{ г/моль.}$

Рахуємо кількість речовини заліза, що вступила в реакцію

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,1}{56} = 0,0375 \text{ моль.}$$

По реакції 1 моль заліза утворює 1 моль FeS .

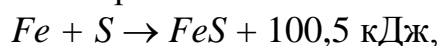
Складаємо пропорцію:

при взаємодії 0,0375 моль Fe – виділилося 3,77 кДж теплоти

1 моль Fe – x кДж.

$$x = \frac{3,77}{0,0375} = 100,5 \text{ кДж.}$$

Записуємо термохімічне рівняння:



або



оскільки $\Delta H = -Q$.

Відповідь: термохімічне рівняння взаємодії заліза з сіркою має вигляд:



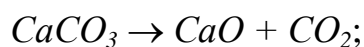
Приклад 7.

Термохімічне рівняння реакції розкладу карбонату кальцію:



Яка кількість теплоти витрачається на розклад 325 г $CaCO_3$?

Розв'язок.



$M(CaCO_3) = 100 \text{ г/моль.}$

Визначаємо кількість речовини, що вступає в реакцію:

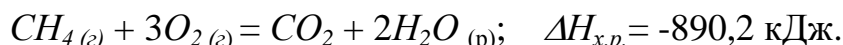
$$n = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{325}{100} = 3,25 \text{ моль.}$$

Рахуємо $\Delta H_{\text{розкл}} = n \cdot \Delta H_{\text{розкл}}^0 = 3,25 \cdot 157 = 510,25 \text{ кДж.}$

Відповідь: на розклад 325 г CaCO_3 витрачено 510,25 кДж теплоти.

Приклад 8.

Реакція згорання метану визначається термохімічним рівнянням:

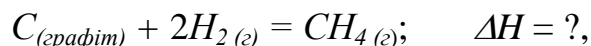


Визначити теплоту утворення метану, якщо відомі значення теплот утворення CO_2 та $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$: $\Delta H_{298}^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль};$

$$\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O})_{(\text{р})} = -285,8 \text{ кДж/моль.}$$

Розв'язок.

Треба визначити тепловий ефект реакції, термохімічне рівняння якої має вигляд:



виходячи з слідуючих даних:

- 1) $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}); \quad \Delta H_{\text{х.р.}} = -890,2 \text{ кДж.}$
- 2) $\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}); \quad \Delta H_{\text{х.р.}} = -393,5 \text{ кДж.}$
- 3) $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{р}); \quad \Delta H_{\text{х.р.}} = -285,8 \text{ кДж.}$

Виходячи з закону Гесса з термохімічними рівняннями можна поводитися як з алгебраїчними.

Для одержання результату треба рівняння (3) помножити на 2, а потім суму (2) і (3) рівнянь вилучити з рівняння (1):

$$\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) - \text{C}_{(\text{графіт})} - 2\text{H}_2(\text{г}) - 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) - \text{CO}_2(\text{г}) - 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$$

$$\Delta H = -890,2 + 393,5 + 571,6.$$

$$\text{CH}_4(\text{г}) = \text{C}_{(\text{графіт})} + 2\text{H}_2(\text{г}); \quad \Delta H = +74,9 \text{ кДж.}$$

Оскільки теплота утворення дорівнює теплоті розкладу з від'ємним знаком $\Delta H_{\text{утв}} = -\Delta H_{\text{розкл.}}$,

то
$$\Delta H_{\text{утв}}(\text{CH}_4) = -74,9 \text{ кДж/моль.}$$

Такий самий результат можна отримати, виходячи з правила Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H(\text{CO}_2(\text{г})) + 2\Delta H(\text{H}_2\text{O}(\text{р})) - \Delta H(\text{CH}_4(\text{г})) - 2\Delta H(\text{O}_2(\text{г})),$$

$$\Delta H(\text{CH}_4(\text{г})) = \Delta H_{\text{х.р.}} - \Delta H(\text{CO}_2(\text{г})) - 2\Delta H(\text{H}_2\text{O}(\text{р}))$$

Враховуючи, що теплоти утворення простих речовин дорівнюють нулю, отримаємо

$$\Delta H(CH_4_{(g)}) = -890,2 + 393,5 + 2285,6 = -74,9 \text{ кДж.}$$

Відповідь: $\Delta H_{\text{утв}}(CH_4) = -74,9 \text{ кДж/моль.}$

Приклад 9.

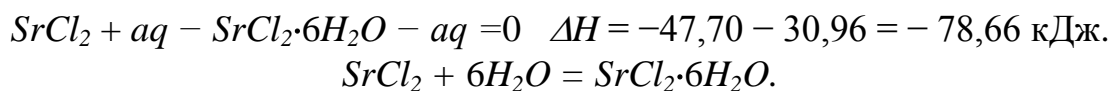
Теплота розчинення безводного хлориду стронцію дорівнює -47,70 кДж, а теплота розчинення кристалогідрату $SrCl_2 \cdot 6H_2O$ дорівнює +30,96 кДж. **Визначити теплоту гідратації $SrCl_2$** (теплоту утворення кристалогідрату).

Розв'язок.

Складемо термохімічні рівняння відповідних реакцій:

- 1) $SrCl_2 + aq = SrCl_2 \cdot aq; \quad \Delta H = -47,70 \text{ кДж.}$
- 2) $SrCl_2 \cdot 6H_2O + aq = SrCl_2 \cdot aq; \quad \Delta H = +30,96 \text{ кДж.}$

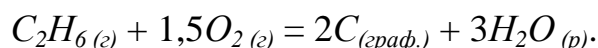
Вилучаємо рівняння (2) із рівняння(1):



Відповідь: при утворенні $SrCl_2 \cdot 6H_2O$ виділяється 78,66 кДж.

Приклад 10.

Чи можливий самодовільний перебіг реакції при стандартних умовах?



Розв'язок.

Умовою можливості відбування процесу є нерівність $\Delta G_{p,T}^0 < 0$.

За правилом Гесса:

$$\Delta G_{x,p} = [2\Delta G(C)_{(граф.)} + 3\Delta G(H_2O)_{(p)}] - [\Delta G(C_2H_6)_{(g)} + 1,5\Delta G(O_2)_{(g)}].$$

Оскільки ΔG простих речовин дорівнює нулю, то запишемо

$$\Delta G_{x,p} = 3\Delta G(H_2O)_{(p)} - \Delta G(C_2H_6)_{(g)}.$$

Для розрахунку $\Delta G_{x,p}$ користуємось табл.1.2.

$$\Delta G_{x,p} = 3(-237,3) - (-32,9) = -744,8 \text{ кДж.}$$

Відповідь: так як $G_{x,p} < 0$, то реакція може протікати зліва направо самодовільно при стандартних умовах.

1.1.8 Індивідуальні завдання

Завдання 1.

Обчислити ΔH хімічної реакції при стандартних умовах і зробити висновок про тепловий ефект реакції:

№ ва-ріанту	Завдання
1	$H_2O_{(p)} + SO_{3(z)} \rightarrow H_2SO_{4(p)}$
2	$CaCl_{2(p)} + Na_2CO_{3(p)} \rightarrow CaCO_{3(m)} + NaCl_{(p)}$
3	$Na_2SO_{4(p)} + H_2O_{(p)} \rightarrow H_2SO_{4(p)} + NaOH_{(p)}$
4	$Fe(OH)_{3(p)} + HCl_{(p)} \rightarrow FeCl_{3(p)} + H_2O_{(p)}$
5	$SnCl_{2(p)} + FeCl_{3(p)} \rightarrow FeCl_{3(p)} + SnCl_{4(p)}$
6	$8HI_{(z)} + H_2SO_{4(p)} \rightarrow 4I_{2(m)} + H_2S_{(z)} + 4H_2O_{(p)}$
7	$NO_{2(z)} + H_2SO_{3(p)} \rightarrow H_2SO_{4(p)} + NO_{(z)}$
8	$Ca(OH)_{2(\kappa)} + CO_{2(z)} \rightarrow CaCO_{3(\kappa)}$
9	$SO_{2(z)} + H_2O_{(p)} + NO_{2(z)} \rightarrow H_2SO_{4(p)} + NO_{(z)}$
10	$Fe_{(\kappa)} + H_2SO_{4(p)} \rightarrow FeSO_{4(p)} + H_{2(z)}$
11	$CaCO_{3(\kappa)} \rightarrow CaO_{(\kappa)} + CO_{2(z)}$
12	$Fe_{(\kappa)} + 4HNO_{3(p)} = Fe(NO_3)_3_{(p)} + NO_{(z)} + 2H_2O_{(p)}$
13	$CaCO_{3(\kappa)} + 2HCl_{(p)} \rightarrow CaCl_{2(p)} + H_2O_{(p)} + CO_{2(p)}$
14	$3I_{2(m)} + 3H_2SO_{3(p)} + 3H_2O_{(p)} \rightarrow H_2SO_{4(p)} + 6HI_{(z)}$
15	$Zn_{(m)} + HCl_{(p)} \rightarrow ZnCl_{2(p)} + H_{2(z)}$
16	$C_2H_5OH_{(z)} \rightarrow C_2H_4_{(z)} + H_2O_{(n)}$
17	$H_2S_{(z)} + CO_{2(z)} \rightarrow H_2O_{(n)} + CS_{2(z)}$
18	$CH_4_{(z)} + H_2S_{(z)} \rightarrow CS_{2(z)} + H_{2(z)}$
19	$NO_{2(z)} + H_2O_{(p)} \rightarrow HNO_{3(p)} + HNO_{2(p)}$
20	$Na_2CO_{3(p)} + Ca(OH)_{2(\kappa)} \rightarrow CaCO_{3(\kappa)} + NaOH_{(p)}$
21	$3Hg_{(p)} + 8HNO_{3(p)} = 3Hg(NO_3)_2_{(p)} + 2NO_{(z)} + 4H_2O_{(p)}$
22	$NO_{2(z)} + NaOH_{(p)} = NaNO_{3(p)} + NaNO_{2(p)} + H_2O_{(p)}$
23	$16HCl_{(p)} + KMnO_{4(p)} = 2MnCl_{2(p)} + 5Cl_{2(z)} + 2KCl_{(p)} + 8H_2O_{(p)}$
24	$H_2SO_{4(p)} + Cu_{(\kappa)} \rightarrow CuSO_{4(p)} + SO_{2(z)} + H_2O_{(p)}$
25	$FeCl_{3(p)} + Ag_{(m)} \rightarrow AgCl_{(\kappa)} + FeCl_{2(p)}$
26	$CH_3OH_{(p)} + 3/2 O_{2(z)} \rightarrow CO_{2(z)} + 2H_2O_{(p)}$
27	$CuCl_{2(p)} + NaOH_{(p)} \rightarrow Cu(OH)_{2(m)} + NaCl_{(p)}$
28	$6KOH_{(p)} + 3S_{(m)} = K_2SO_{4(p)} + 2K_2S_{(p)} + 3H_2O_{(p)}$
29	$Cu_{(m)} + FeSO_{4(p)} \rightarrow Fe_{(m)} + CuSO_{4(p)}$
30	$4Mg_{(m)} + 10HNO_{3(p)} \rightarrow 4Mg(NO_3)_2_{(p)} + N_2O_{(z)} + 5H_2O_{(p)}$

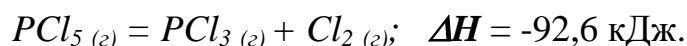
Завдання 2.

Визначити зміну стандартної енергії Гіббса реакції та можливість самодовільного перебігу реакції.

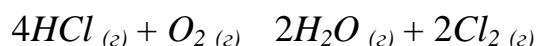
№ ва-ріанту	Завдання
1	$Fe_3O_4 (к) + CO (г) \rightarrow 3FeO (к) + CO_2 (г)$
2	$CO (г) + 3H_2 (г) \rightarrow CH_4 (г) + H_2O (г)$
3	$Fe_2O_3 (к) + Al (м) \rightarrow Al_2O_3 (к) + Fe (м)$
4	$FeO (к) + H_2 (г) = Fe (м) + H_2O (г)$
5	$NH_3 (г) + HCl (г) = NH_4Cl (к)$
6	$C_2H_6 (г) + O_2 (г) \rightarrow CO_2 (г) + H_2O (г)$
7	$CO (г) + H_2O (р) = CO_2 (г) + H_2 (г)$
8	$Fe_2O_3 (к) + 3H_2 (г) = 2Fe (к) + 3H_2O (г)$
9	$CH_4 (г) + CO_2 (г) \rightarrow 2CO (г) + 2H_2 (г)$
10	$C_2H_2 (г) + 5/2O_2 (г) = 2CO_2 (г) + H_2O (р)$
11	$2NO (г) + O_2 (г) = 2NO_2 (г)$
12	$4NH_3 (г) + 5O_2 (г) = 4NO (г) + 6H_2O (г)$
13	$PbO (к) + CO_2 (г) \rightarrow PbCO_3 (к)$
14	$CaO (к) + CO_2 (г) \rightarrow CaCO_3 (к)$
15	$NiO (к) + CO_2 (г) = NiCO_3 (к)$
16	$CO_2 (г) + 4H_2 (г) = CH_4 (г) + 2H_2O (р)$
17	$C_2H_4 (г) + 3O_2 (г) = 2CO_2 (г) + 2H_2O (р)$
18	$2CO (г) + SO_2 (г) = S (к) + 2CO_2 (г)$
19	$C_6H_6 (р) + 7,5O_2 (г) = 6CO_2 (г) + 3H_2O (р)$
20	$NH_4NO_3 (к) \rightarrow N_2O (г) + 2H_2O (г)$
21	$2HNO_3 (р) + H_2S (г) \rightarrow 2NO (г) + S (к) + 2H_2O (р)$
22	$NiO (к) + CO (г) \rightarrow Ni (к) + CO_2 (г)$
23	$8Al (к) + 3Fe_3O_4 (к) \rightarrow 9Fe (к) + 4Al_2O_3 (к)$
24	$C_2H_6 (г) \rightarrow C_2H_4 (г) + H_2 (г)$
25	$C_2H_5OH (р) \rightarrow C_2H_4 (г) + H_2O (р)$
26	$Fe_2O_3 (к) + 3CO (г) = 2Fe (к) + 3CO_2 (г)$
27	$CO_2 (г) + 4H_2 (г) = CH_4 (г) + 2H_2O (р)$
28	$SO_2 (г) + 2CO (г) = 2CO_2 (г) + S (к)$
29	$PbO (к) + CO (г) = Pb (к) + CO_2 (г)$
30	$Zn (к) + PbO (к) = Pb (к) + ZnO (к)$

Завдання 3.

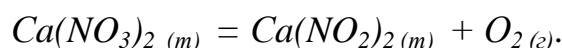
1. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація пентахлориду фосфору за рівнянням:



2. При якій температурі настає рівновага в системі:



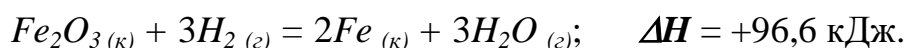
3. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітрату кальцію за рівнянням:



4. Теплота розчинення сульфату міді $CuSO_4$ та кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ відповідно дорівнюють -66,1 кДж та +11,7 кДж. Визначити теплоту гідратації $CuSO_4$.

Відповідь: $\Delta H = -77,8$ кДж.

5. Відновлення Fe_2O_3 воднем протікає по рівнянню:

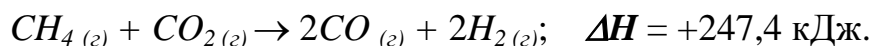


Чи можлива ця реакція при стандартних умовах, якщо зміна ентропії $\Delta S = 0,1387$ кДж/моль·К? При якій температурі почнеться відновлення Fe_2O_3 ?

6. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація карбонату амонію за рівнянням:

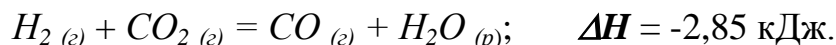


7. Ендотермічна реакція взаємодії метану з діоксидом вуглецю протікає по рівнянню

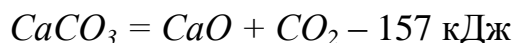


Визначити при якій температурі почнеться реакція.

8. При якій температурі настає рівновага в системі:

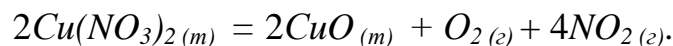


9. Термохімічне рівняння реакції розкладу вапняку



Скільки теплоти витрачено на розклад 1 т вапняку?

10. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітрату міді за рівнянням:



11. При якій температурі настає рівновага в системі:



12. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітрату натрію за рівнянням:



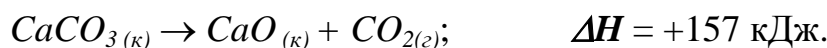
13. При якій температурі настає рівновага в системі:



14. При якій температурі настає рівновага в системі:



15. При якій температурі настає рівновага в системі:



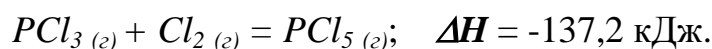
16. При якій температурі настає рівновага в системі:



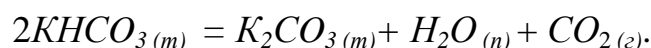
17. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітрату амонію за рівнянням:



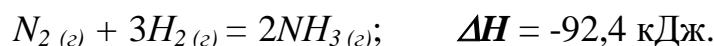
18. При якій температурі настає рівновага в системі:



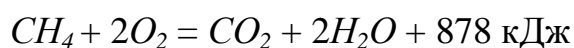
19. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація гідрокарбонату калію за рівнянням:



20. При якій температурі настає рівновага в системі:



21. Термохімічне рівняння горіння метану



Яка кількість теплоти виділиться при згоранні 67,2 л CH_4 (н.у.)?

22. При якій температурі наступає рівновага в системі:



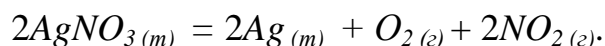
23. Теплота розчинення сульфату міді Na_2CO_3 та кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ відповідно дорівнюють $-25,1$ кДж та $+66,9$ кДж. Визначити теплоту гідратації Na_2CO_3

Відповідь: $\Delta H = -92$ кДж

24. При якій температурі наступає рівновага в системі:



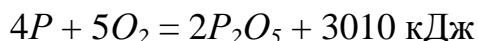
25. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітрату срібла за рівнянням:



26. При якій температурі наступає рівновага в системі:

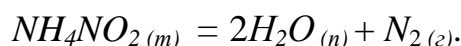


27. Термохімічне рівняння згорання фосфору:

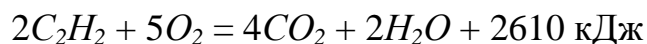


Скільки теплоти виділилися при згоранні 31 кг фосфору?

28. Визначити при якій температурі почнеться дисоціація нітриту амонію за рівнянням:

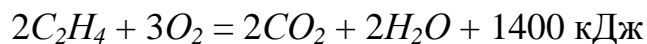


29. Термохімічне рівняння згорання ацетилену



Визначити кількість теплоти, яка виділилася, якщо витрачено:
а) 13 г C_2H_2 ; б) 1,12 л (н.у.) C_2H_2 ; в) 1 моль C_2H_2 ?

30. Термохімічне рівняння згорання етилену



Визначити кількість теплоти, яка виділилася, якщо витрачено:
а) 1 моль O_2 ; б) 336 л (н.у.) O_2 ; в) 16 г O_2 ?

Завдання 4.

Визначити ентальпію певної кількості речовини..

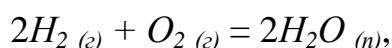
1	ентальпію утворення	10,2 г Al_2O_3
2	ентальпію розкладу	6,72 л CH_4
3	ентальпію утворення	250 г $CaCO_3$
4	ентальпію розкладу	32 г NH_4NO_3
5	ентальпію утворення	11,2 л C_2H_4
6	ентальпію розкладу	100 г MgO
7	ентальпію утворення	1,5 кг NiO
8	ентальпію розкладу	168 г $MgCO_3$
9	ентальпію утворення	1 м ³ H_2O
10	ентальпію розкладу	200 л NH_3
11	ентальпію утворення	11,2 кг CaO
12	ентальпію розкладу	190 г $MgCl_2$
13	ентальпію утворення	5 моль N_2O
14	ентальпію розкладу	285 г $AgCl$
15	ентальпію утворення	6 моль HF
16	ентальпію розкладу	48 г Fe_2O_3
17	ентальпію утворення	0,5 м ³ CO_2
18	ентальпію розкладу	1,5 моль Fe_3O_4
19	ентальпію утворення	10 моль ZnO
20	ентальпію розкладу	90 л H_2S
21	ентальпію утворення	134,4 л NO_2
22	ентальпію розкладу	3 моль C_6H_6
23	ентальпію утворення	3,4 г H_2S
24	ентальпію розкладу	1 кг PbO
25	ентальпію утворення	8 кг CuO
26	ентальпію розкладу	7 моль $CaCl_2$
27	ентальпію утворення	64 кг SO_2
28	ентальпію розкладу	312 г CaF_2
29	ентальпію утворення	48 г CH_3OH
30	ентальпію розкладу	2,5 г NH_3

1.2. Хімічна кінетика

1.2.1. Швидкість хімічних реакцій

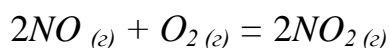
Хімічна кінетика – це наука, що вивчає швидкість хімічних реакцій та їх механізм.

Хімічні реакції відбуваються в часі. Одні перебігають досить повільно:



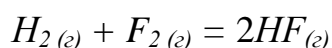
але в присутності каталізатора – платини та при нагріванні (700 °С) – відбуваються миттю.

Реакція



відбувається достатньо швидко при звичайних умовах.

Іноді реакції протікають з вибухом:



Взаємодія між іонами в розчинах звичайно протікає дуже швидко.

Наведені реакції – гомогенні.

Хімічні реакції, що перебігають в межах однієї фази, називаються **гомогенними**, а реакції, що перебігають на межі розподілу фаз, називаються **гетерогенними**.

Важливою характеристикою кінетики хімічної реакції є її швидкість. Швидкість визначається зміною якогось параметру за одиницю часу. Для хімічних реакцій таким параметром вибрано концентрацію реагуючих речовин. Концентрація визначається кількістю речовин в одиниці об'єму, моль/л:

$$C = \frac{n}{V}; \quad C = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Якщо в момент часу t_0 концентрація була C_0 , а в момент t концентрація стала C , то швидкість в гомогенній системі можна записати:

$$V = \frac{C_0 - C}{t_0 - t} = -\frac{\Delta C}{\Delta t}, \text{ моль/л}\cdot\text{с.}$$

або

$$V = \pm \frac{dC}{dt}.$$

Знак „-” вказує, що концентрація реагуючих речовин зменшується. Знак „+” вказує, що за цей же проміжок часу визначають концентрацію продуктів реакції.

В гетерогенних реакціях швидкість хімічної реакції буде залежати також від площі S поверхні поділу фаз або від площі поверхні твердого тіла

$$V = \frac{\Delta C}{S \cdot \Delta t} \quad \text{або} \quad V = \frac{dC}{S \cdot dt}.$$

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів. На неї впливають природа та концентрація реагуючих речовин, тиск, температура, катализатор, стан реагуючих речовин – ступінь подрібленості твердих або пароподібних речовин, стан рідких речовин.

В гетерогенних системах процеси багатостадійні. Швидкість реакції визначається не сумою швидкостей окремих стадій, а швидкістю найповільнішої стадії. Для гетерогенних систем – це швидкість дифузії.

Основними параметрами, які враховують при всіх процесах, є природа речовини, концентрація, температура, тиск, дія катализатора.

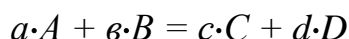
1.2.2. Залежність швидкості реакції від концентрації. Закон діючих мас

Взаємодія між молекулами відбувається при їх зіткненні. Але не всі зіткнення призводять до взаємодії бо молекули можуть відштовхнутися одна від одної. При підвищенні концентрації ймовірність зіткнень та взаємодії зростає, що збільшує швидкість реакції. В 1865 році професор Харківського університету М.М. Бекетов встановив кількісний зв'язок між масами реагентів та часом перебігу реакції: „...тяжіння пропорційно добутку діючих мас”.

А в 1867 році норвезькі хіміки К.М. Гульберг і П. Вааге дали математичне обґрунтування цієї залежності та сформулювали **закон діючих мас**:

Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степеня відповідного їх стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції загальним виглядом:



швидкість реакції за законом діючих мас:

$$V = K[A]^a \cdot [B]^b \quad \text{або} \quad V = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де a, b – стехіометричні коефіцієнти;

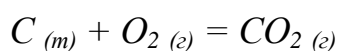
K – коефіцієнт пропорційності, що називається **константою швидкості реакції**.

Якщо $C_A = C_B = 1$, $T = const$, то $V = K$.

Фізичний зміст K – це швидкість реакції при концентрації реагуючих речовин рівних 1 моль/л.

Константа швидкості реакції залежить від природи речовин, від температури, від присутності каталізатора і не залежить від концентрації реагуючих речовин.

Закон діючих мас застосовується для газоподібних та розчинених речовин. Якщо в реакції приймають участь і тверді речовини, концентрація яких стала, то швидкість реакції змінюється в залежності від концентрації газів та розчинених речовин. Наприклад, швидкість згорання вуглецю



пропорційна тільки концентрації кисню

$$V = K \cdot const [O_2] = K' [O_2]$$

де $K' = K \cdot const$.

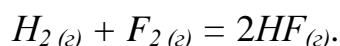
1.2.3. Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції

Сполуки з іонним або ковалентним полярним зв'язком у водних розчинах дисоційовані і тому взаємодіють між собою дуже швидко. Швидкість взаємодії сполук з неполярним зв'язком різна й залежить від хімічних властивостей речовин.

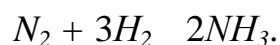
Щоб утворилися нові сполуки треба спочатку розірвати або послабити зв'язки між атомами в молекулах вихідних речовин. На це треба витратити певну енергію. Згідно **теорії активації** у взаємодію вступають тільки **активні** молекули, які мають надлишкову енергію – **енергію активації реакції**. Її величина є фактором, за допомогою якого позначається вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції.

Для активації інших молекул треба додати додаткову енергію для здолання енергетичного бар'єру – енергію активації – $E_{акт}$, кДж/моль.

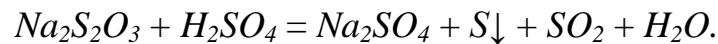
Якщо енергія активації мала ($E_{акт} < 40$ кДж/моль), то швидкість реакції велика



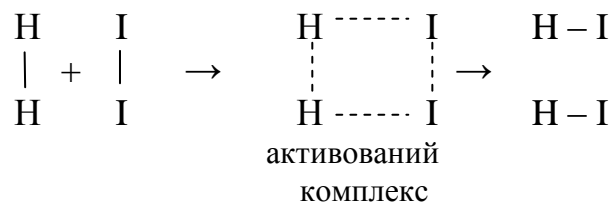
Навпаки, коли $E_{акт}$ дуже велика (понад 120 кДж/моль), то швидкість реакції мала



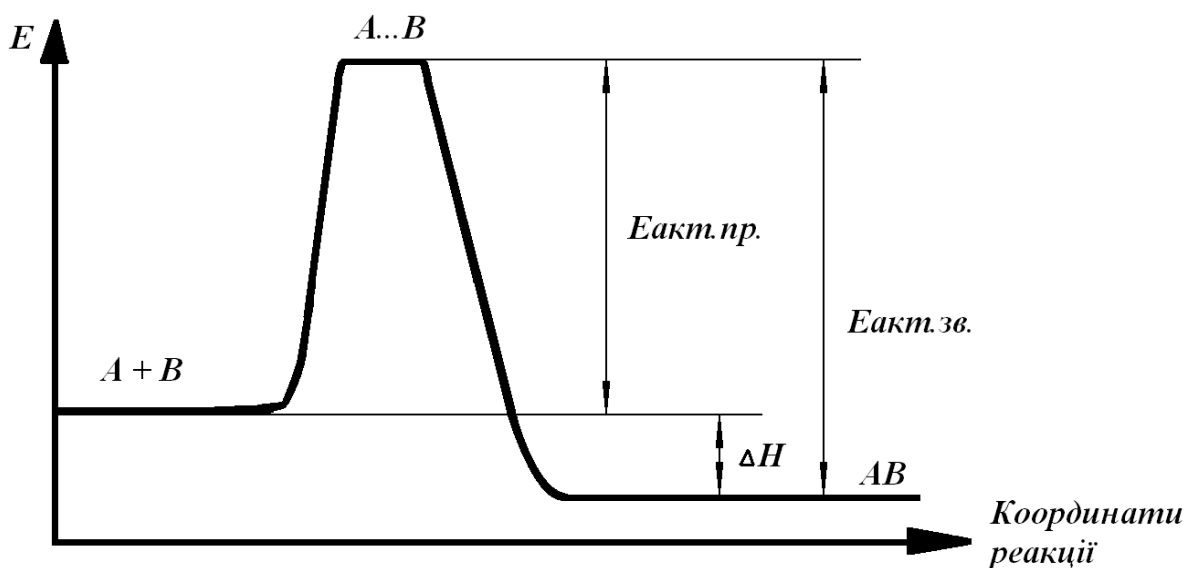
Коли енергія активації має величину від 40 до 120 кДж/моль, то швидкість реакції можна виміряти



Необхідною умовою взаємодії молекул між собою є дотик. При цьому активні молекули послабшають зв'язок між атомами молекул вихідних речовин та утворюють активований комплекс. В цьому комплексі відбувається перерозподіл електронної густини, рвуться старі зв'язки та утворюються нові.



Реагуючі речовини воирають додаткову енергію та переходять у нестійкий стан, що характеризується великим запасом енергії. Активований комплекс існує дуже короткий час, він швидко руйнується з утворенням продуктів реакції. При цьому енергія виділяється.



Мал. 1. Енергетична діаграма прямої та зворотної реакції.

Різниця енергії активації зворотної та прямої реакції дорівнює тепловому ефекту реакції.

1.2.4. Вплив температури на швидкість хімічної реакції

При нагріванні швидкість руху молекул збільшується, що призводить до збільшення швидкості реакції. Залежність швидкості хімічної реакції від температури досить складна. Вплив температури на швидкість реакції в досить широкому інтервалі температур визначається рівнянням Арреніуса:

$$K = Z \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}},$$

де K – константа швидкості реакції; Z – фактор частоти зіткнень; $E_{акт}$ – енергія активації.

Зростання швидкості реакції із зростанням температури можна визначити згідно правила Вант-Гоффа:

При підвищенні температури на 10 °C швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2 – 4 рази.

Співвідношення

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

відомо як правило Вант-Гоффа, і має приблизний характер. Але воно дає можливість оцінити поведінку хімічної системи в певних межах температур.

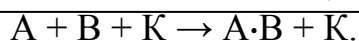
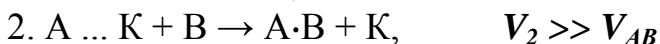
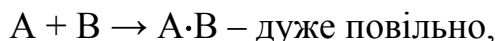
1.2.5 Прискорення хімічних процесів.

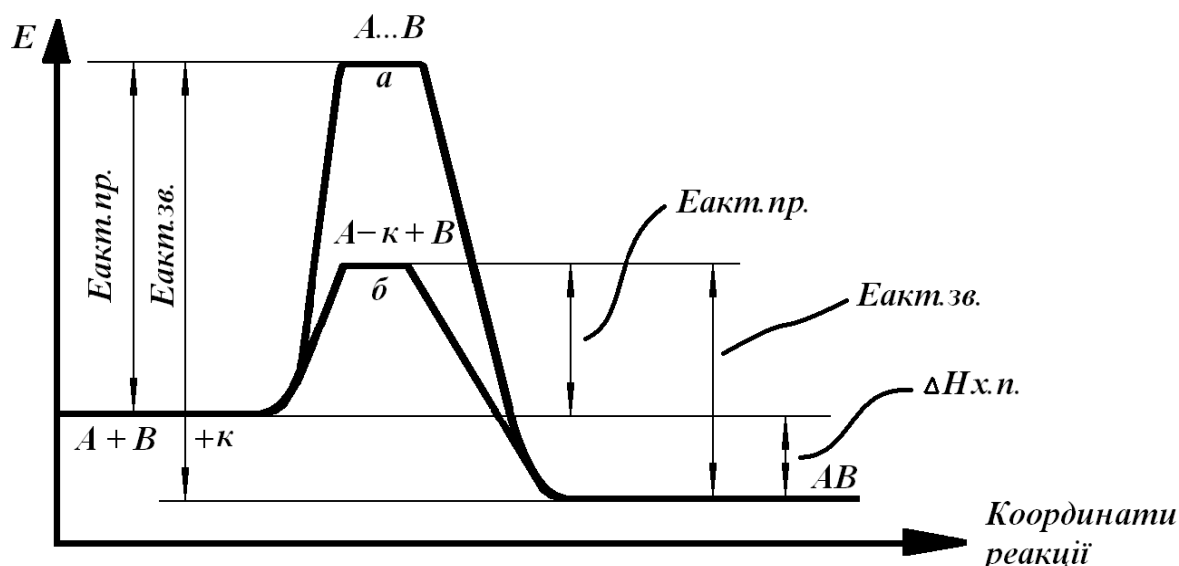
Каталіз

Одним з поширених методів прискорення хімічних реакцій є **каталіз**. Речовина, що приймає участь в реакції, змінює її швидкість, але до кінця реакції якісно та кількісно не змінюється, називається **каталізатором**. Реакції, в яких бере участь каталізатор, називають **каталітичними**.

Згідно з теорії активних комплексів каталізатор утворює з вихідними речовинами проміжні сполуки, які руйнуючись утворюють продукти реакції та регенерують каталізатор.

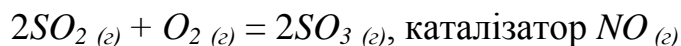
Каталізатор зменшує енергію активації та спрямовує процес по новому шляху:





Мал. 2. Енергетична діаграма реакції
а) без каталізатора, б) з каталізатором.

В випадку *гомогенного каталізу* каталізатор і реагуючі речовини знаходяться в одній фазі (газ або розчин)



Гетерогенний каталіз починається з адсорбції вихідних речовин на поверхні твердого каталізатора. В наслідок адсорбції зменшується енергія активації реагуючих речовин, збільшується кількість активних молекул та швидкість хімічної реакції.

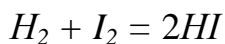
Каталізатори біологічних систем – ферменти. В організмі людини їх близько 30000. Кожен з них є ефективним каталізатором відповідної реакції. Слина утримує фермент *птіалін*, який перетворює крохмаль в цукор. В травленні приймає участь *пепсин* (фермент, що є в шлунку), який каталізує розщеплення білків. Ферменти працюють при температурі організму, оскільки енергія активації зменшується.

Тобто, основна *сутність* каталізу – зменшення енергії активації реагуючих речовин.

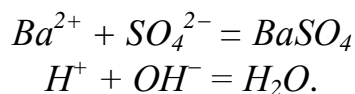
1.2.6 Механізм хімічних процесів

В залежності від природи реагуючих речовин в реакції можуть приймати участь атоми, молекули, іони, радикали. Тому розрізняють прості, іонні та радикальні реакції.

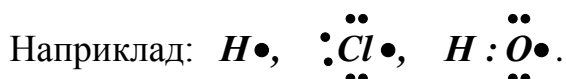
Прості реакції характеризуються великою енергією активації та малими швидкостями.



Іонні реакції відбуваються в розчинах електролітів. $E_{акт}$ в них дуже мала та швидкість реакції миттєва



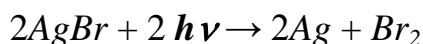
Радикальні реакції відбуваються з участю вільних радикалів. Вільні радикали це електронейтральні частинки з неспареним електроном – валентно ненасичені частинки.



Вільні радикали можуть утворюватися при розкладі речовини при нагріві, освітленні, під дією ядерних випромінювань, при електророзряді, при сильних механічних струсах.

Реакції, що перебігають під дією фотонів світлової енергії називаються **фотохімічними**. Один квант $h\nu$ поглинутої енергії викликає перетворення молекули.

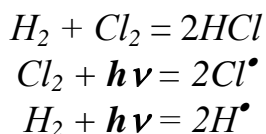
Класичним зразком фотохімічної реакції є розклад броміду срібла:



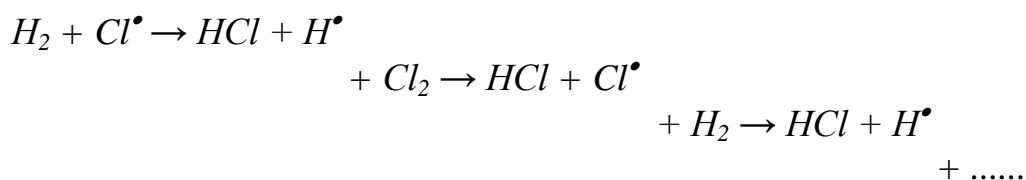
Механізм фотохімічних реакцій полягає в утворенні активних частинок – вільних радикалів – під час дії світла.

Вільні радикали надзвичайно реакційно здатні частинки, але нестійкі. Вони ініціюють перетворення інших неактивних молекул. Фотохімічні реакції можуть йти по радикально-цепному механізму.

Відомо, що реакція $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ при звичайній температурі та розсіяному світлі йде дуже повільно. Швидкість цієї реакції значно збільшується при дії світла. Збільшення швидкості пояснюється утворенням вільних радикалів та ланцюговим механізмом реакції

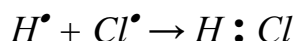


При освітленні УФ-світлом суміш вибухає:



Ланцюгова реакція складається з послідовних стадій, які швидко йдуть одна за одною.

Реакції відбуваються до того часу, поки не обірветься ланцюг в результаті рекомбінації радикалів



Механізм ланцюгової нерозгалуженої реакції такий: при кожній елементарній взаємодії один вільний радикал утворює молекулу продукту реакції та новий вільний радикал. Кількість ланок ланцюгової реакції може досягти 10^5 .

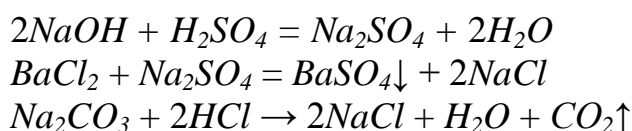
У розгалужених ланцюгових реакціях взаємодія вільного радикалу з молекулою вихідної речовини призводить до утворення двох або більшої кількості нових активних центрів. Один з них продовжує старий ланцюг, а інші дають початок новим. Ланцюг розгалужується та реакція прогресивно прискорюється.

За розробку теорії розгалуження ланцюгових реакцій російський вчений М.М. Семенов та англійський С. Хіншельвуд в 1964 році одержали Нобелівську премію.

1.3 Хімічна рівновага

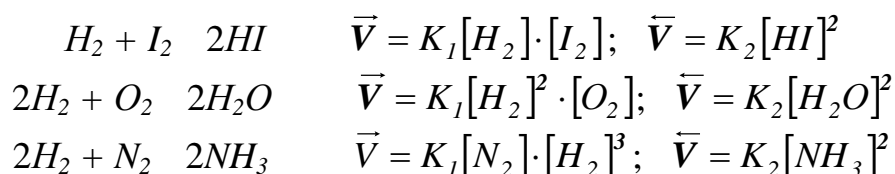
Необоротні реакції відбуваються до кінця тільки в одному напрямку, коли утворюються погано розчинні сполуки; речовини, що виходять з сфери реакції (газоподібні та малодиссоційовані речовини).

Наприклад:



До необоротних реакцій належать також й ланцюгові реакції.

Більшість хімічних реакцій – **оборотні**, оскільки вони одночасно відбуваються в протилежних напрямках. При запису таких реакцій замість знака рівняння користуються стрілками в протилежних напрямках:



Якщо в системі швидкість прямої реакції \bar{V} дорівнює швидкості зворотної реакції \bar{V} , то такий стан системи зветься **хімічною рівновагою**.

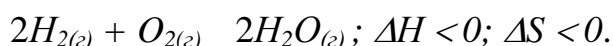
Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що речовини перетворюються в продукти реакції (пряма реакція), і навпаки, продукти реакції перетворюються в вихідні речовини (зворотна реакція) з однаковою

швидкістю. За даних умов виникає динамічна рівновага прямого і зворотного процесів, тобто хімічні реакції відбуваються, як термодинамічно рівноважні процеси. Зміна вільної енергії Гіббса – найбільш вдалий критерій перебігу реакції

$$\Delta G_{p,T} = 0.$$

При досягненні рівноваги ентальпійний ефект врівноважується ентропійним фактором.

Для реакції



Перебіг реакції в прямому напрямку супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H < 0$) та зменшенням об'єму ($\Delta S < 0$). Рушійною силою прямого процесу є енергетичний (*ентальпійний*) фактор. Зворотній процес супроводжується поглинанням теплоти ($\Delta H > 0$) та збільшенням ентропії (об'єму) – $\Delta S > 0$. Рушійною силою зворотного процесу є ентропійний фактор. При досягненні рівноваги ентальпійний фактор врівноважує ентропійний

$$\Delta H = T \cdot \Delta S, \quad \text{тобто } \Delta G = 0.$$

При хімічній рівновазі концентрації вихідних речовин та продуктів реакції залишаються незмінними. При рівновазі безперервно перебігає як пряма, так і зворотна реакції з однаковою швидкістю. Тому рівновага називається *динамічною*. Концентрації речовин, які встановлюються при рівновазі, зветься *рівноважними* та позначаються [] квадратними дужками.

1.3.1 Константа рівноваги та її зв'язок з вільною енергією Гіббса

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги.

Для реакції



Швидкість прямої реакції, згідно з законом діючих мас

$$V_1 = K_1 [CO] \cdot [NO_2],$$

а зворотної

$$V_2 = K_2 [CO_2] \cdot [NO].$$

Як тільки V_1 та V_2 будуть однаковими, в системі встановиться динамічна рівновага та подальша зміна концентрації всіх речовин, які приймають участь в реакції, припиниться

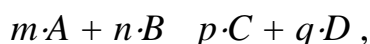
$$V_1 = V_2,$$

$$K_1 [CO] \cdot [NO_2] = K_2 [CO_2] \cdot [NO],$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[CO_2] \cdot [NO]}{[CO] \cdot [NO_2]} = K_P.$$

Величина K_P називається *константою хімічної рівноваги*. Вона не залежить від концентрації реагуючих речовин та стала при даній температурі.

Для будь-якої рівноважної системи



константу рівноваги можна записати рівнянням

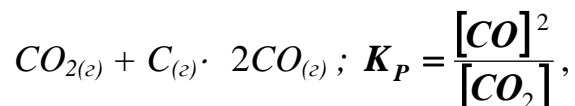
$$K_P = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}.$$

Це математичний вираз для K_P гомогенних систем.

Відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції, піднесених до степеня стехіометричних коефіцієнтів, до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин, піднесених до степеня їх коефіцієнтів при даній температурі, є величина стала.

Зміна концентрації будь-якої речовини спричиняє зміну концентрацій усіх інших речовин, але співвідношення між ними відповідає константі рівноваги.

При гетерогенних реакціях в вираз константи рівноваги концентрації речовин, що знаходяться в твердій фазі, не входять



Величина K_P залежить від природи реагуючих речовин (агрегатного стану, природи зв'язку) та від температури. Від наявності каталізаторів вона не залежить. Каталізатор може лише прискорити час встановлення рівноваги.

Константа рівноваги хімічної реакції пов'язана зі стандартною зміною вільної енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічним потенціалом) рівнянням

$$\Delta G_T^\circ = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_p,$$

або при 298 K

$$\Delta G_T^\circ = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 298 \cdot \lg K_p = -5,69 \cdot \lg K_p, \text{ кДж/моль.}$$

Значення $\Delta G < 0$ можливо, якщо

$$\lg K_p > 0, \text{ тобто } K_p < 1,$$

а значення $\Delta G > 0$ буде коли $\lg K_p < 0$, тобто $K_p > 1$.

Це означає, що при від'ємних значеннях ΔG , зрушення хімічної рівноваги відбувається в напрямку прямої реакції. При позитивних значеннях ΔG , рівновага зсувається в напрямку зворотної реакції.

В загальному випадку можливість (неможливість) реакції визначається знаком ΔG , а не ΔG_{298}° .

1.3.2 Зрушення хімічної рівноваги . Принцип Ле-Шательє

Стан хімічної рівноваги за постійних зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, рівноважних концентрацій реагентів) зберігається як завгодно довго.

При зміні зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакції змінюються, стають нерівними. Але через деякий час швидкості процесів стають однаковими, встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації набувають іншого значення. Порушення рівноваги із-за зміни однієї умови існування даної системи називається *зміщенням* або *зсувом хімічної рівноваги*. Зрушення хімічної рівноваги можна передбачити, користуючись *принципом зміщення рівноваги – принципом Ле-Шательє* (1884 р.):

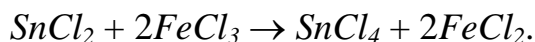
Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.

Принцип Ле-Шательє універсальний. Його можна застосовувати не тільки до хімічних процесів, а також і для фізико-хімічних явищ, таких як кристалізація, розчинення, кип'ятіння, фазові перетворення в твердих тілах.

Розглянемо застосування принципу Ле-Шательє до різних впливів.

Вплив концентрації на зміщення рівноваги.

Визначити в якому напрямку зрушиться рівновага оборотної реакції при збільшенні: а) концентрації хлориду олова (II); б) хлориду олова (IV).



Якщо збільшити концентрацію SnCl_2 , то рівновага зсунеться в напрямку прямої реакції, як процесу, який зменшує його концентрацію $C_{\text{SnCl}_2} \uparrow$, то рівновага зміщується \rightarrow вправо.

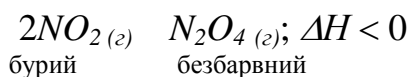
Таке саме зміщення відбудеться, якщо $C_{\text{FeCl}_3} \uparrow$.

При збільшенні концентрації хлориду олова (IV) зсув рівноваги відбувається в протилежному напрямку, бо зворотній процес зменшує концентрацію SnCl_4 $C_{\text{SnCl}_4} \uparrow$, рівновага зміщується \leftarrow вліво.

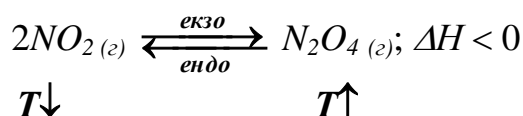
Якщо в реакційну суміш ввести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зміщується в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.

Вплив температури на зміщення рівноваги .

Для виявлення впливу температури необхідно знати зміну ентальпії реакції. Чим більший тепловий ефект хімічного процесу, тим більший вплив температури на зсув рівноваги



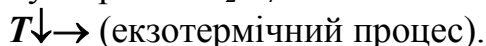
Реакція утворення тетраоксиду азоту супроводжується виділенням теплоти – екзотермічний процес, зворотній процес – ендотермічний.



Якщо підвищити температуру, то забарвлення в системі збільшується, тобто рівновага зміщується в напрямку утворення NO_2 :



При зменшенні температури забарвлення системи послаблюється, бо рівновага зміщується в бік утворення N_2O_4 :

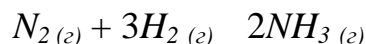


При підвищенні температури рівновага зміщується в напрямку ендотермічного процесу, а під час зниження – в бік екзотермічної реакції.

Вплив тиску на рівноважні системи.

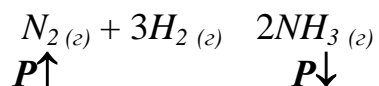
Зсув тиску в системі супроводжується зміною об'єму газоподібних речовин. Зміна тиску спричиняє зсув рівноваги тільки в тому випадку, коли кількість газоподібних речовин (моль) до і після реакції відрізняється одна від одної.

Наприклад, реакція синтезу аміаку



Пряма реакція протікає зі зменшенням об'єму (тиску) – 2 моль NH_3 , зворотня зі збільшенням об'єму газової суміші – 4 моль (зі збільшенням тиску). У разі збільшення тиску ($P \uparrow$) рівновага зміщується в бік зменшення числа **моль** газоподібних речовин, тобто в напрямку зменшення тиску – в бік утворення NH_3 (\rightarrow).

Якщо тиск зменшується ($P \downarrow$), то рівновага зміщується в напрямку зростання кількості моль вихідних речовин (N_2 та $3H_2$), тобто в напрямку збільшення тиску (\leftarrow)



Якщо $P \uparrow$, рівновага зміститься \rightarrow , коли $P \downarrow$, то рівновага зміститься \leftarrow .

Таким чином:

При збільшенні тиску в рівноважній системі зрушення рівноваги відбувається в напрямку меншого тиску (меншої кількості моль газоподібних речовин), та навпаки.

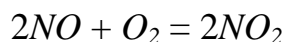
1.3.3 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1

В гомогенній системі $2NO + O_2 = 2NO_2$ при певній температурі концентрація реагуючих речовин становить $[NO] = 0,2$ моль/дм³, $[O_2] = 0,3$ моль/дм³, $[NO_2] = 1,2$ моль/дм³. Визначити константу рівноваги та концентрації вихідних речовин.

Розв'язок

Для реакції



константа рівноваги визначається співвідношенням

$$K_P = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = \frac{1,44}{0,012} = 120$$

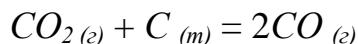
По рівнянню 2 моль NO реагує з 1 моль O_2 та утворюється 2 моль NO_2 . Оскільки на утворення 1,2 моль NO_2 витрачено 1,2 моль NO та 0,6 моль O_2 тоді

$$C_{\text{вих}} NO = [NO_2] + 1,2 = 0,2 + 1,2 = 1,4 \text{ моль/дм}^3$$

$$C_{\text{вих}} O_2 = [O_2] + 0,6 = 0,3 + 0,6 = 0,9 \text{ моль/дм}^3$$

Приклад 2.

Визначити у скільки разів зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зросте в 3 рази



Розв'язок:

Згідно з законом діючих мас, швидкість прямої реакції в гетерогенній системі становить:

$$V_{np} = K' [CO_2] \cdot const = K' [CO_2]$$

Якщо тиск зросте в 3 рази, то об'єм зменшиться в 3 рази, а концентрація CO_2 зросте в 3 рази

$$V'_{np} = K' [3CO_2] = 3K' [CO_2]$$

Співвідношення $\frac{V'_{np}}{V_{np}} = \frac{3K' [CO_2]}{K' [CO_2]} = 3.$

Швидкість прямої реакції зросте в 3 рази.

Швидкість зворотної реакції:

$$V_{зв} = K'' [CO]^2$$

Після зміни тиску

$$V'_{зв} = K_2 [3CO]^2 = 9K_2 [CO]^2$$

Співвідношення $\frac{V'_{зв}}{V_{зв}} = \frac{9K'' [CO]^2}{K'' [CO]^2} = 9$

вказує, що швидкість зворотної реакції зросте в 9 разів.

Приклад 3.

Як зміниться швидкість реакції в гомогенній системі при зниженні температури з 80 до 20 °С, якщо температурний коефіцієнт $\gamma = 2$?

Розв'язок:

Згідно з емпіричним правилом Вант-Гоффа

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де V_1, V_2 – швидкості реакцій при температурах T_1, T_2 .

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2^{\frac{20 - 80}{10}} = 2^{-6} = \frac{1}{64}.$$

Відповідь: швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

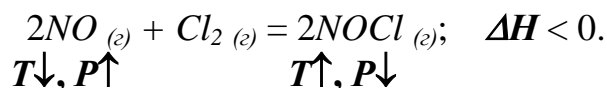
Приклад 4.

Визначити в якому напрямку зрушиться хімічна рівновага в системі за слідуючих умов: $P \downarrow, T \uparrow, C_3 \uparrow$



Розв'язок.

Для визначення впливу температури на зсув рівноваги в системі визначаємо по ΔH , що прямий процес – екзотермічний, а зворотній – ендотермічний



При підвищенні температури за принципом Ле-Шательє рівновага зрушується в напрямок ендотермічного (зворотнього процесу), тобто $T \uparrow \leftarrow$.

Щоб визначити як впливає тиск на рівновагу, рахуємо кількість моль газоподібних речовин до та після реакції: 3 та 2 відповідно. При зменшенні тиску рівновага в системі зрушується в напрямку більшої кількості моль газоподібних речовин, тобто в бік зворотньої реакції: $P \downarrow \leftarrow$.

Якщо за умов збільшується концентрація третьої речовини – $NOCl$, то зсув рівноваги відбудеться в напрямку де цієї речовини нема (або менше), тобто в бік зворотньої реакції $C_{NOCl} \uparrow \leftarrow$.

1.3.4 Індивідуальні завдання

Для слідуючих варіантів:

1. Записати математичні вирази закону діючих мас для гомогенних та гетерогенних систем.
2. Для наведених реакцій визначити швидкість прямої та зворотної реакцій та записати константу рівноваги реакцій.
3. Вказати як зміниться швидкість реакцій при зміні тиску.
4. За принципом Ле-Шательє вказати в якому напрямку відбудеться зрушення рівноваги в системах за слідуючих умов: $C_1 \uparrow \downarrow$, $C_3 \downarrow \uparrow$; $P \uparrow \downarrow$; $T \downarrow \uparrow$.
5. Обчислити як зміниться швидкість реакції при зміні температури з T_1 до T_2 , якщо температурний коефіцієнт дорівнює...

Варіант

1. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g); \Delta H < 0$
 $CaCO_3(s) = CaO(s) + CO_2(g), \Delta H > 0$
3) $P \downarrow$ 3; 5) $T_1 = 40^\circ C, T_2 = 60^\circ C, \gamma = 2$
2. $2WO_3(s) + 3CO(g) = 2W(s) + 3CO_2(g); \Delta H > 0$
 $2NH_3(g) + 3N_2O(g) = 4N_2(g) + 3H_2O(l), \Delta H > 0$
3) $P \downarrow$ 3; 5) $T_1 = 50^\circ C, T_2 = 80^\circ C, \gamma = 2$
3. $2CO(g) + 2H_2(g) = CH_4(g) + CO_2(g); \Delta H < 0$
 $Fe_2O_3(s) + CO(g) = 2FeO(s) + CO_2(g); \Delta H < 0$
3) $P \uparrow$ 4; 5) $T_1 = 50^\circ C, T_2 = 10^\circ C, \gamma = 3$
4. $2WO_3(s) + 3C(s) = 2W(s) + 3CO_2(g); \Delta H > 0$
 $2NO(g) + Cl_2(g) = 2NOCl(g), \Delta H < 0$
3) $P \uparrow$ 2; 5) $T_1 = 10^\circ C, T_2 = 60^\circ C, \gamma = 3$
5. $2CO_2(g) + H_2(g) = CO(g) + H_2O(l); \Delta H > 0$
 $3Fe(s) + 4H_2O(l) = Fe_3O_4(s) + 4H_2(g), \Delta H > 0$
3) $P \downarrow$ 4; 5) $T_1 = 20^\circ C, T_2 = 80^\circ C, \gamma = 3$
6. $2NO_2(g) = 2NO(g) + O_2(g); \Delta H > 0$
 $SrO(s) + CO_2(g) = SrCO_3(s), \Delta H < 0$
3) $P \uparrow$ 2; 5) $T_1 = 60^\circ C, T_2 = 20^\circ C, \gamma = 3$
7. $FeO(s) + CO(g) = Fe(s) + CO_2(g); \Delta H > 0$
 $4NH_3(g) + 5O_2(g) = 4NO(g) + 6H_2O(l), \Delta H > 0$
3) $P \uparrow$ 3; 5) $T_1 = 100^\circ C, T_2 = 50^\circ C, \gamma = 2$

8. $2CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)}; \Delta H < 0$
 $C_{(m)} + 2N_2O_{(g)} = 2N_2_{(g)} + CO_{2(g)}, \Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 40^\circ C, T_2 = 70^\circ C, \gamma = 3$
9. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}; \Delta H < 0$
 $CaO_{(m)} + CO_{2(g)} = CaCO_{3(m)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 30^\circ C, T_2 = 70^\circ C, \gamma = 3$
10. $CH_{4(g)} + H_2O_{(n)} = CO_{(g)} + 3H_{2(g)}; \Delta H > 0$
 $WO_{3(m)} + 3H_{2(g)} = W_{(m)} + 3H_2O_{(n)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 100^\circ C, T_2 = 70^\circ C, \gamma = 32$
11. $2H_2S_{(g)} = 2H_{2(g)} + S_{2(g)}; \Delta H > 0$
 $Fe_2O_{3(m)} + 3H_{2(g)} = 2Fe_{(m)} + 3H_2O_{(n)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 10^\circ C, T_2 = 50^\circ C, \gamma = 2$
12. $2N_{2(g)} + O_{2(g)} = 2NO_{(g)}; \Delta H > 0$
 $C_{(m)} + 2H_{2(g)} = CH_{4(g)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 65^\circ C, T_2 = 105^\circ C, \gamma = 3$
13. $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}; \Delta H < 0$
 $C_{(m)} + CO_{2(g)} = 2CO_{(g)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 75^\circ C, T_2 = 35^\circ C, \gamma = 2$
14. $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} = COCl_{2(g)}; \Delta H < 0$
 $2Hg_{(m)} + O_{2(g)} = 2HgO_{(m)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 25^\circ C, T_2 = 55^\circ C, \gamma = 3$
15. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)}; \Delta H < 0$
 $4HNO_{3(p)} = 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 3H_2O_{(n)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 2$; 5) $T_1 = 45^\circ C, T_2 = 75^\circ C, \gamma = 4$
16. $2Mg_{(m)} + O_{2(g)} = 2MgO_{(m)}; \Delta H < 0$
 $2PH_{3(g)} + 4O_{2(g)} = P_2O_{5(g)} + 3H_2O_{(n)}, \Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 110^\circ C, T_2 = 160^\circ C, \gamma = 2$
17. $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}; \Delta H < 0$
 $Fe_2O_{3(m)} + 3CO_{(g)} = 2Fe_{(m)} + 3CO_{2(g)}, \Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 2$; 5) $T_1 = 20^\circ C, T_2 = 70^\circ C, \gamma = 2$
18. $3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(n)} = Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(g)}; \Delta H > 0$
 $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} = CO_{2(g)} + H_{2(g)}, \Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 170^\circ C, T_2 = 220^\circ C, \gamma = 32$

19. $2NH_{3(g)} + 3N_2O_{(g)} = 4N_{2(g)} + 3H_2O_{(n)}$; $\Delta H > 0$
 $2WO_{3(m)} + 3C_{(m)} = 2W_{(m)} + 3CO_{2(n)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 120\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 180\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
20. $2NO_{2(g)} = 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(g)} = Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 2$; 5) $T_1 = 100\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 150\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
21. $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} = 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(n)}$, $\Delta H < 0$
 $WO_{3(m)} + 3H_{2(g)} = W_{(m)} + 3H_2O_{(n)}$, $\Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 2$; 5) $T_1 = 60\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 100\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
22. $3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(g)} = Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $2CO_{(g)} = CO_{2(g)} + C_{(m)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 70\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 140\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
23. $2CO_{2(g)} = 2CO_{(g)} + O_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $Fe_2O_{3(m)} + 3H_{2(g)} = 2Fe_{(m)} + 3H_2O_{(g)}$; $\Delta H > 0$
 3) $P \uparrow 4$; 5) $T_1 = 30\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 70\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 4$
24. $CaO_{(m)} + CO_{2(g)} = CaCO_{3(m)}$; $\Delta H > 0$
 $2NO_{(g)} + O_{2(g)} = 2NO_{2(g)}$, $\Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 40\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 80\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
25. $FeO_{(m)} + CO_{(g)} = Fe_{(m)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $2SO_{3(g)} = 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 20\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 90\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
26. $Fe_2O_{3(m)} + 3H_{2(g)} = 2Fe_{(m)} + 3H_2O_{(g)}$; $\Delta H < 0$
 $CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} = CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 3$; 5) $T_1 = 70\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 110\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 3$
27. $C_{(m)} + 2N_2O_{(g)} = CO_{(g)} + 2N_{2(g)}$; $\Delta H < 0$
 $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} = 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(n)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \downarrow 4$; 5) $T_1 = 60\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 90\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
28. $2CO + 2H_{2(g)} = CH_{4(g)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H < 0$
 $C_{(m)} + CO_{2(g)} = 2CO_{(g)}$, $\Delta H > 0$
 3) $P \uparrow 3$; 5) $T_1 = 170\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 220\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$
29. $C_{(m)} + 2N_2O_{(g)} = CO_{(g)} + 2N_{2(g)}$; $\Delta H < 0$
 $2N_2O_{(g)} = 2N_{2(g)} + O_{2(g)}$, $\Delta H < 0$
 3) $P \uparrow 3$; 5) $T_1 = 40\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 80\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 4$
30. $2NH_{3(g)} + 3N_2O_{(g)} = 4N_{2(g)} + 3H_2O_{(n)}$, $\Delta H > 0$
 $Fe_3O_{4(m)} + CO_{(g)} = 3FeO_{(m)} + CO_{2(n)}$, $\Delta H < 0$
 3) $P \downarrow 2$; 5) $T_1 = 60\text{ }^\circ\text{C}$, $T_2 = 110\text{ }^\circ\text{C}$, $\gamma = 2$

Запитання до самоконтролю

1. Які системи називають гомогенними та гетерогенними?
2. Що розуміють під швидкістю гомогенних та гетерогенних реакцій?
3. Яку частину системи називають фазою?
4. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
5. Закон діючих мас. Його суть та математичний вираз для гомогенних та гетерогенних реакцій.
6. Яке правило описує залежність швидкості реакцій від температури? Його математичний зміст.
7. У чому зміст теорії активації? Що таке активні молекули?
8. Що таке енергія активації?
9. Що називають активованим комплексом?
10. Що таке каталіз? Які речовини називаються каталізаторами?
11. Що таке гомогенний каталіз?
12. Що таке гетерогенний каталіз?
13. Що відображає енергетична схема реакції?
14. Яке рівняння описує вплив температури та енергії активації на швидкість хімічної реакції?
15. Який механізм дії гомогенного каталізу?
16. Який механізм дії гетерогенного каталізу?
17. Які реакції називаються необоротними та оборотними?
18. Що таке хімічна рівновага?
19. Як пов'язані енергія Гіббса та константа рівноваги?
20. За допомогою якого принципу можна якісно визначити напрям зміщення рівноваги?
21. Як впливає зміна тиску на зсув хімічної рівноваги?
22. Як впливає температура на зсув хімічної рівноваги?
23. Як впливає концентрація речовини на зрушення хімічної рівноваги?
24. Які величини характеризують параметри реакції?
25. Які величини характеризують стан хімічної реакції?

ЛІТЕРАТУРА

Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия. -Л.: Химия, 1988. – 704 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, - 392 с.
4. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
5. Киреев В.А. Краткий курс физической химии. – М.: Химия, 1978. – 482 с.
6. Коровин Н.В. Общая химия: учеб пособие для вузов. М.: Высшая школа, 2000.

Додаткова

1. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
2. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. Изд-е 2-е. – М.: Высшая школа, 1975. – 640 с.
3. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю., Логинова Г.П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия, 1991. – 256 с.

„Закономірності перебігу хімічних реакцій”. Збірник методичних вказівок до практичних робіт з дисциплін „Хімія з елементами біогеохімії”, „Загальна і колоїдна хімія” для студентів I-III курсів денної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія.

Укладач: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.. Одеса, ОДЕКУ, 2006. – 51 с.; укр. мова.

ЕКОНОМІКА

приватне багатопрофільне підприємство



45-45-80

Свідоцтво ДП №68-р

від 07.08.2001 г.

Riso - друк.

папір офсетний,

наклад 400 примірників

Підп. до друку 25.09.06 Формат 60x84/16 Папір офс.
Умовн. друк. арк. 3.4 Тираж 400 Зам. №

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15