

Теоретичний мінімум

І ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ

Термінологія

1. **Термодинамічна система** — це тіло або сукупність тіл, відділених від навколишнього світу уявною або дійсно існуючою оболонкою.

2. Термодинамічна система буває:

<i>Відкрита</i>	<i>Закрита</i>	<i>Ізольована</i>
обмінюється з навколишнім середовищем речовиною та енергією	може обмінюватися енергією, але не обмінюється речовиною	позбавлена можливості обміну з навколишнім середовищем як речовиною, так і енергією.

3. **Екстенсивні параметри** (залежать від маси) – об'єм, маса, теплоємність

4. **Інтенсивні параметри** (не залежать від маси, вирівнюються при контакті систем) – температура, тиск, густина, концентрація

5. **Термодинамічні параметри системи** характеризують даний стан системи, але не говорять про попередній стан.

6. **Функція стану** - величина, зміна якої визначається заданими початковим та кінцевим станами системи і не залежить від шляху процесу. Це: ΔU , ΔH , ΔS , ΔF , ΔG

7. **Внутрішня енергія** — це кінетична енергія всіх частинок системи (молекул, атомів, електронів тощо) та потенціальна енергія їх взаємодії, за винятком кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому. ΔU

8. **Ентальпія** –це тепловий ефект в ізобаричному процесі ΔH

9. **Термохімічне рівняння** — це рівняння хімічної реакції, в якому вказаний тепловий ефект.

10. **Ізобарний** тепловий ефект реакції Q_p **Ізохорний** тепловий ефект реакції Q_v

11. **Тепловим ефектом реакції** називають кількість теплоти, що виділяється або поглинається в реакції при сталому тиску або об'ємі, причому продукти реакції мають таку ж температуру, що й вихідні речовини

ЗАКОНИ ТА РІВНЯННЯ

1. Формулювання I закону термодинаміки

- *Енергія не зникає без сліду і не виникає з нічого, а тільки переходить з одного виду в інший в еквівалентній кількості.*
- *В будь-якій ізольованій системі загальний запас енергії зберігається незмінним.*
- *Вічний двигун першого роду, тобто періодично діюча машина, що дає роботу, не витрачаючи енергії, неможливий.*

2. Математичний вираз I закону термодинаміки

$$\delta Q = dU + p dV - \text{диференціальний вигляд}$$

$$\Delta Q = \Delta U + p \Delta V - \text{інтегральний вигляд}$$

3. Теплові ефекти при різних процесах:

- Ізотермічний ($T = \text{const}$) $Q_T = nRT \ln \frac{p_1}{p_2}$
- Ізохоричний ($V = \text{const}$) $Q_v = \Delta U$
- Ізобаричний ($P = \text{const}$) $Q_p = \Delta H$
- Адіабатний ($Q = \text{const}$) $p \Delta V = - \Delta U$ $W = - \Delta U$

4. Зв'язок між ізохоричним та ізобаричним тепловим ефектами

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

5. Закон Гесса

Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху реакції, тобто від проміжних стадій, а визначається лише початковим і кінцевим станами системи

6. Висновки із закону Гесса

А) *тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот утворення продуктів реакції і теплот утворення вихідних речовин, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти.*

$$\Delta H_x^0 = \sum \nu \Delta H_f^0 (\text{прод}) - \sum \nu \Delta H_f^0 (\text{вих})$$

Б) *Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот згоряння вихідних речовин і теплот згоряння продуктів реакції, помножених на відповідні стехіометричні коефіцієнти*

$$\Delta H_x^0 = \sum \nu \Delta H_f^0 \text{згор} (\text{вих}) - \sum \nu \Delta H_f^0 \text{згор} (\text{прод})$$

7. Залежність теплового ефекту від температури (рівняння Кірхгофа)

$$\Delta H_{T2} = \Delta H_{T1} + \int_{T1}^{T2} C_p dT$$

II ЗАКОН ТЕРМОДИНАМІКИ. ТЕРМОДИНАМІЧНІ ПОТЕНЦІАЛИ

1. **Ентропія** — функція стану, яка характеризує міру зв'язаної енергії. Ентропія – це властивість, яка характеризує ступінь хаотичності розташування частинок в речовині або тіл у системі
2. **Термодинамічний потенціалом** називається зміна функції стану, яка при певних сталих параметрах дорівнює максимальній корисній роботі
3. **Характеристична функція**- це функція, часткові похідні якої характеризують повністю систему
4. **Ізохорно – ізотермічний потенціал** - функція $F = U - TS$, її називають також вільною енергією або енергією Гельмгольца
5. **Ізобарно-ізотермічний потенціал** або **енергія Гіббса** -функція $G = H - TS$

ЗАКОНИ ТА ФОРМУЛИ

1. Формулювання другого закону:

- ✓ Тепло не може самодовільно переходити від холодного тіла до гарячого
- ✓ Процес, єдиним результатом якого є перетворення теплоти в роботу, неможливий .
- ✓ Не можна побудувати машину періодичної дії, яка б лише охолоджувала тепловий резервуар і виконувала роботу .
- ✓ Будь-яка форма енергії може повністю перетворитися в теплоту, але теплота перетворюється в інші види енергії лише частково
- ✓ Вічний двигун другого роду неможливий, тобто періодично діюча машина, яка перетворює всю теплоту в роботу.

2. Аналітичний вираз другого закону $dS \geq \frac{\delta Q}{T}$

3. Формулювання третього закону:

Ентропія правильно утвореного кристалу чистої речовини при абсолютному нулі рівна нулю

4. Аналітичний вираз третього закону $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$

5. Рівняння Гіббса-Гельмгольца

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \text{та} \quad \Delta F = \Delta U - T\Delta S$$

6. Критерії самодовільного перебігу процесу

Умови існування системи	критерії
$U, V = \text{const}$	$dS > 0$
$V, T = \text{const}$	$dF < 0$
$P, T = \text{const}$	$dG < 0$
$V, S = \text{const}$	$dU < 0$
$P, S = \text{const}$	$dH < 0$

ТЕРМОДИНАМІКА ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

Термінологія

1. **Хімічний потенціал компоненту** – це зміна термодинамічного потенціалу при додаванні 1 моль цього компонента до дуже великої кількості суміші
2. **Активність** – це величина, підстановка якої замість концентрації в термодинамічному рівнянні робить їх справедливими для реальних систем
3. **Хімічна спорідненість речовин** – це здатність речовин вступати в хімічну взаємодію

ЗАКОНИ ТА РІВНЯННЯ

1. **Закон діяння мас**

Константа рівноваги реакції, яка відбувається між ідеальними газами



дорівнює:

$$K_p = \frac{p(C)^c \cdot p(D)^d}{p(A)^a \cdot p(B)^b}$$

де $p(A)$ тощо – рівноважні парціальні тиски.

2. **Рівняння ізотерми хімічної реакції:**

$$\Delta G = RT \left\{ \ln \frac{p(C)^c \cdot p(D)^d}{p(A)^a \cdot p(B)^b} - \ln K_p \right\} \text{ де}$$

p_1, p_2, p_3, p_4 – початкові парціальні тиски реагуючих речовин.

Якщо початкові парціальні тиски дорівнюють одиниці, то

$$\Delta G^{\circ} = - RT \ln K_p$$

3. **Залежність константи рівноваги від температури** виражають рівнянням ізобари хімічної реакції

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2} \quad \text{- диференціальна форма}$$

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{- інтегральна форма}$$

ФАЗОВА РІВНОВАГА

Термінологія

1. **Хімічний потенціал i -го компонента** — це зміна термодинамічного потенціалу при додаванні 1 моля цього компонента (при відповідних сталих) до дуже великої кількості суміші (щоб склад її при цьому практично не змінювався).
2. **Фазою (Φ)** називається сукупність однакових за хімічним складом, хімічними та фізичними властивостями частин системи, які відділені від інших частин межею поділу.
3. **Конденсована фаза** – це фаза, в якій відсутня речовина в газовому стані
4. **Фазовими перетвореннями** (фазовими переходами) називаються процеси переходу речовин з однієї фази в іншу, в яких не відбувається хімічних реакцій
5. **Складовими частинами** системи звуться хімічно індивідуальні речовини, які складають дану систему і можуть самостійно існувати, якщо їх ізолювати від інших частин системи.
6. **Число компонентів(κ)** є найменше число речовин, яких достатньо для визначення складу будь-якої фази системи.
7. **Незалежними складовими частинами або компонентами системи**, називаються речовини, за допомогою яких можна визначити склад усіх фаз даної рівноважної системи
8. **Числом незалежних компонентів. (K)** Під час перебігу хімічних реакцій число компонентів (K) дорівнює числу цих речовин (κ) мінус число рівнянь (x), які зв'язують їх концентрації в рівноважній системі
9. **Число ступенів свободи (варіантність системи) (C)** дорівнює числу інтенсивних термодинамічних параметрів стану (тиск, температура та концентрація компонентів), які можна довільно змінювати, але у певних межах, не змінюючи числа та виду фаз, що перебувають у рівновазі.
10. **Фігуративною точкою** Кожна точка на діаграмі відображає стан та умови існування певної системи і називається
11. **Евтектична температура** – температура, при якій закінчується кристалізація розплаву будь-якого складу або починається плавлення суміші
12. **Евтектика** – суміш дрібних кристалів двох речовин, які утворюються при охолодженні розплаву
13. **Лінія солідусу** – лінія на діаграмі, нижче якої не може існувати рідка фаза

14. Екстракція – процес вилучення речовини з складної системи селективним розчинником

15. Екстрагент – розчинник, яким проводять екстракцію

16. Екстрактор – апарат, в якому проводять екстракцію

17. Екстракт – розчин добутих компонентів; утворюється при екстракції

ЗАКОНИ ТА РІВНЯННЯ

1. **Правило фаз Гіббса:** число ступенів свободи рівноважної гетерогенної системи, на яку впливають температура та тиск, дорівнює числу компонентів системи мінус число фаз плюс два.

$$C = K - \Phi + 2$$

2. **Рівняння Клапейрона-Клаузіуса** (термодинамічне рівняння, яке застосовується до всіх фазових переходів)

$$\ln \frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

3. **Закон розподілу Нернста:**

$$K = \frac{C_2^{(II)}}{C_2^{(I)}}$$

4. **Рівняння Шилова-Лепінь:**

$$K = \frac{C_2^{(II)}}{(C_2^{(I)})^m}$$

ТЕРМОДИНАМІКА РОЗЧИНІВ

Термінологія

1. **Розчин** – гомогенна термодинамічно стійка система, яка складається з двох та більше числа компонентів, склад яких може змінюватись в межах, припустимих розчинністю.
2. **Розчинник** – речовина, яка знаходиться у розчині у більшій кількості
3. **Ідеальними** називають розчини, що утворені компонентами, у яких сили взаємодії між однорідними та різнорідними молекулами однакові.
4. **Осмоз** – це процес однобічної дифузії розчинника через напівпроникнену перегородку від розчину з меншою концентрацією до розчину з більшою концентрацією.
5. **Осмотичний тиск** - тиск, який необхідно прикласти в процесі осмосу до розчину, щоб досягти рівноваги.
6. **Ізотонічними або ізоосмотичними** називають розчини, що мають однакові осмотичні тиски .
7. **Гранично розбавленими** називають такі розчини, в яких молярна частка розчиненої речовини менше ніж $0,005$ моль/дм³, а молярна частка розчинника близька до одиниці.
8. **Колігативними** називаються властивості розчинів, які не залежать від природи речовини, а визначаються числом частинок в розчині (підвищення осмотичного тиску, зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, підвищення температури кипіння розчинів, зниження температури замерзання розчинів)
9. **Ебуліоскопією** називається метод дослідження властивостей розчинів, оснований на визначенні їх температур кипіння
10. **Кріоскопією** називається метод дослідження властивостей розчинів, оснований на визначенні їх температур замерзання
11. **Відхилення реальних розчинів** від закону Рауля. Ці відхилення бувають двох типів: **позитивні** — відхилення тиску пари ВІД лінійної залежності в бік більших значень і **негативні** — відхилення в бік менших значень.
12. **Концентрації розчинів**

Назва	Позначення, розмірність	Формула	Визначення
Масова частка	W, частка одиниці або %	$W_i = m_i / \sum m_i$	відношення маси даного компонента m_i до суми мас всіх компонентів розчину. $\sum m_i = 1$
Молярна частка	X, частка одиниці або %	$X_i = n_i / \sum n_i$	відношення числа молів даного компонента (n_i) до загального числа молів всіх компонентів розчину. Сума молярних часток всіх компонентів розчину дорівнює одиниці: $\sum X_i = 1$.
Молярна концентрація	C_m , моль/дм ³ ; моль/ м ³	$C_m = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$	число молів розчиненої речовини, яке міститься в одиниці об'єму розчину
Моляльність	C_m , моль/кг.	$C_m = \frac{n}{m_{p-ка}} = \frac{m}{M \cdot m_{p-ка}}$	кількість молів розчиненої речовини, що припадає на один кілограм розчинника
Молярна концентрація еквівалентів	C_e , моль/дм ³ ; моль/ м ³	$C_e = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_e \cdot V}$	число моль еквівалентів розчиненої речовини, яке міститься в одиниці об'єму розчину

13. **Проста перегонка** - нагрівання суміші до кипіння. Низько кипляча рідина переходить у пару, її конденсують та отримують дистиллят, збагачений низько киплячою рідиною суміші
14. **Фракційна перегонка** – чистий дистиллят, отриманий після простої перегонки, збирають в окремі судини у вигляді кількох фракцій різного складу, що відрізняються температурою кипіння та проводять їх повторну перегонку
15. **Дефлегмація** – процес часткової конденсації пари на стінках дефлегматору з утворенням флегми, яка стікає.
16. **Ректифікація** – основана на багаточисельному та безперервному чередуваннями випаровування рідини та конденсацією парів в одному й тому ж апараті – ректифікаційній колоні

ЗАКОНИ ТА ФОРМУЛИ

1. **Закон Вант – Гоффа** : Осмотичний тиск розчину дорівнює тому тиску, який мала б розчинена речовина, якби вона при даній температурі була в газоподібному стані і займала б такий же об'єм, який займає розчин.

$$\pi = CRT$$

2. **Закон Рауля (для ідеальних розчинів)** : Парціальний тиск насиченої пари даного компонента (i) над розчином (p_i) дорівнює тиску насиченої пари цього компонента в чистому стані (p^{*}_i), помноженому на його молярну частку у розчині (x_i)

$$p_i = p_i^* \cdot x_i$$

3. **Закон Генрі (для гранично розбавлених розчинів)**: Парціальний тиск пари розчиненої речовини пропорційно його мольній частці

$$p_B = p_B^* \cdot x_B$$

4. **Друга форма закону Рауля (для реальних розчинів)** : Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розбавленим розчином нелеткої речовини дорівнює молярній частці розчиненої речовини

$$\frac{p_A^* - p_A}{p_A^*} = x_B$$

5. **Підвищення температури кипіння** розчину прямо пропорційно молярності розчиненої речовини

$$\Delta T_{\text{кип}} = E C_m,$$

6. **Зниження температури замерзання** розчину прямо пропорційно молярності розчиненої речовини

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_3 C_m$$

7. **Першого закону Коновалова**: насичена пара порівняно з рівноважним розчином збагачена тим компонентом, додавання якого до розчину збільшує тиск насиченої пари над розчином або зменшує температуру його кипіння.

8. **Другий закон Коновалова**: у точках максимуму та мінімуму на кривих загального тиску і температури кипіння склад пари і рівноважного з нею розчину однаковий. Такі розчини називаються азеотропними, або азеотропами

ЕЛЕКТРОХІМІЯ

Термінологія

1. **Електропровідність** – це здатність речовин проводити електричний струм під впливом зовнішнього електричного струму. Переносять через розчин електричний струм катіони та аніони, які переміщуються. Електрична провідність – величина зворотна опору розчину $L = \frac{1}{R}$

2. **Питома електрична провідність** — це електрична провідність об'єму розчину, що міститься між двома електродами площею 1 м^2 і розташованими на відстані 1 м, тобто електрична провідність 1 м³ розчину. $\kappa = L \frac{l}{S}$

3. **Абсолютними швидкостями (v_+ ; v_-)** називають швидкість пересування іонів.

4. **Рухливостями іонів** називаються абсолютні швидкості, якщо вони виражені в одиницях електропровідності:

$$U_+ = F \cdot v_+$$

$$U_- = F \cdot v_-$$

5. **Молярна електрична провідність** — це провідність об'єму розчину V , в якому є 1 моль речовини і який міститься між електродами, розташованими на відстані 1 м.

$$\lambda = \frac{k}{C}$$

6. **Іонною електричною провідністю** називається добуток рухливості іона на число Фарадея $\lambda_i = u_i F$

7. **Числом переносу іона** називається відношення кількості електрики, перенесеної іонами даного виду, до загальної кількості електрики, що пройшла через електроліт,

$$t_+ = \frac{u_+}{u_+ + u_-}$$

$$t_- = \frac{u_-}{u_+ + u_-}$$

8. **Кондуктометрія** - метод фізико-хімічного дослідження, оснований на вимірюванні електричної провідності розчинів

9. **Гальванічним (електрохімічним) елементом** називається електрохімічна система, в якій за рахунок хімічних реакцій здійснюється електрична робота,.

10. **Стандартний електродний потенціал** — це потенціал електрода, виміряний за стандартних умов, якщо активності компонентів, які беруть участь в електродній реакції, дорівнюють одиниці

11. **Індикаторним** називається електрод, потенціал якого залежить від концентрації (активності) досліджуваного іона.

Електрод, схема	Потенціал	Виготовлення
Водневий $H^+/H_2/Pt$	$0+0.058 \lg[H^+]$	Платина, насичена воднем
Хінгідронний $C_6H_4O_2.C_6H_4(OH)_2, H^+/Pt$	$0,70+0,058 \lg[H^+]$	Платинова дротинка, в насиченому розчині хінгідрону.
Скляний (H^+ -селективний) $H^+/скляна мембрана / HCl/AgCl, Ag$	$\varphi_{скл} = const - \theta pH$	Тонкостінна плівка з спеціального скла. Внутрішня область заповнена HCl з платиновим електродом всередині
Платиновий	$\varphi_{M/M^{z+}} = \varphi^\circ + \theta/z \lg a_{M^{z+}}$	Платинова сітка, дротинка або платівка.

12. **Електродом порівняння** називається електрод, потенціал якого повинен залишатися постійним незалежно від перебігу будь-яких реакцій в дослідному розчині.

Електрод, схема	Потенціал	Виготовлення
Каломельний $Cl^-/Hg_2Cl_2, Hg$	При 25°C в розчинах 0.1 М-0.334 в; 1.0 М – 0.281 в; насич. - 0.242 в	Ртутний електрод у відповідному розчині KCl в присутності каломелі.
Хлорсрібний $Cl^-/AgCl, Ag$	При 25°C у розчині 1М KCl – 0.2179в.	Срібна дротинка, вкрита AgCl в насич. розчині KCl

13. **Електрорушійна сила (Е.Р.С.)** дослідного гальванічного елементу виражається формулою:

$$E = \varphi_{\text{електроду порівняння}} - \varphi_{\text{індикаторного електроду}}$$

14. **Електродом першого роду** називають метал або неметал, занурений в розчин, який містить його іони.

15. **Електрод другого роду** складається з металу, покритого шаром його важкорозчинної солі і зануреного в розчин, який містить аніони цієї солі.

16. **Іонселективними електродами (ІСЕ)** називають тип електродів, в електродній реакції яких електрони участі не беруть, а їх потенціали визначаються процесами розподілу іонів між мембраною і розчином. Такі електроди дають змогу селективно визначати який-небудь іон в присутності інших іонів

17. **Окислювально-відновними** або **редокс-електродами** називають тільки ті електроди, метал яких не бере участі в електродній реакції, а тільки переносить електрони від відновника до окислювача. Для цього використовують звичайно благородний метал.

18. **Електроліз** – це окисно-відновний процес, який перебігає на електродах під впливом електричного струму в розплаві або розчині електроліту.

ЗАКОНИ ТА ФОРМУЛИ

1. **Закон Кольрауша** (закон адитивності електричної провідності при нескінченному розведенні, або закон незалежності руху іонів):

Молярна електрична провідність електроліту при нескінченному розведенні дорівнює сумі іонних електричних провідностей при нескінченному розведенні.

$$\lambda^{\infty} = \lambda_{+}^{\infty} + \lambda_{-}^{\infty}$$

2. **Рівняння Нернста**

$$\varphi_{M|M^{z+}} = \varphi^0 + \frac{2.303RT}{zF} \lg a_{M^{z+}}$$

3. **Рівняння Нернста для визначення рН**

$$\varphi_{H_2/2H^+} = -\frac{2.303RT}{F} pH$$

4. **Перший закон Фарадея**

Маса речовини, що відновлюється на катоді або окислюється на аноді, пропорційна кількості електрики, що пройшла крізь розчин або розплав електроліту.

$$m = K_e q$$

5. **Другий закон Фарадея**

Одна й та ж кількість електрики відновнює або окиснює на електродах маси різних речовин, прямо пропорційні їх хімічним еквівалентам.

$$m_1 : m_2 : m_3 = E_1 : E_2 : E_3$$

6. **Вихід за струмом** – це відношення кількості речовини, яка виділяється при електролізі, до кількості речовини, обчисленої теоретично за законом Фарадея. Виражають у відсотках:

$$\eta = \frac{m_{np}}{m_{теор}} \cdot 100\%$$

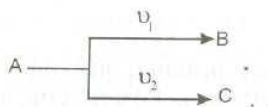
ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Термінологія

1. **Хімічна кінетика** - вчення про швидкість хім. реакції; механізм її перетворення; фактори, що впливають на них
2. **Формальна кінетика** дає математичний опис швидкості без врахування механізму
3. **Молекулярна кінетика** Вивчає механізм хімічних реакцій (закономірності перебігу елементарного хімічного акту)
4. **Молекулярність** – число молекул, що беруть участь у елементарному акті (мономолекулярна, бімолекулярна, тримолекулярна)
5. **Швидкість хімічної реакції** — це кількість речовини, що реагує за одиницю часу в одиниці об'єму, тобто зміна концентрації реагуючої речовини за одиницю часу.

$$g_{\text{сер}} = \frac{C_0 - C}{\tau}$$

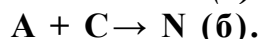
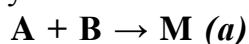
6. **Істинна швидкість реакції** — це нескінченно мала зміна концентрації, що відбувається за нескінченно малий проміжок часу, тобто: $g_{\text{ндо}} = \pm \frac{dC}{d\tau}$
7. **Порядок реакції** визначається сумою показників при концентраціях, які входять до кінетичного рівняння швидкості хімічної реакції
8. **Період напівперетворення (іаівреакції)** $\tau_{1/2}$ - зменшення початкової концентрації реагенту вдвічі
9. **Паралельним** називають складні реакції, якщо вихідна речовина одночасно реагує в двох або кількох напрямках.



10. **Послідовною** називають реакцію, якщо продукт першої стадії є вихідною речовиною другої стадії:



11. **Спряженими** називають реакції типу



12. **Енергією активації** називають надлишок енергії порівняно із середньою енергією реагуючих молекул, необхідний для того, щоб зіткнення були ефективними, розрахований на 1 моль. Чим більша енергія активації, тим менша швидкість реакції
13. **Ланцюговими** називають реакції, в яких багаторазово повторюється цикл елементарних актів за участю активних частинок: атомів, радикалів і т. д. Ланцюгові реакції завжди включають три стадії: зародження, розвиток та обрив ланцюга.
14. **Фотохімічні реакції** – це реакції, зумовлені поглинанням речовинами світлової енергії.
15. **Сенсibilізатори** – речовини, які поглинають світлову енергію, а потім активують вихідні речовини. (наприклад хлорофіл-сенсibilізатор реакції фотосинтезу)
16. **Каталіз**-явище зміни швидкості хімічної реакції під впливом каталізатору
17. **Каталізатор** – речовина, яка бере участь у проміжних стадіях та виділяється в кінці реакції у незмінному хімічному складі
18. **Гомогенний каталіз**-каталізатор та реагенти утворюють одну фазу
19. **Гетерогенний каталіз** - каталізатор утворює окрему фазу (часто – тверду).
20. **Ферменти** – біокаталізатори (ензими)

ЗАКони та формули

1. **Основним постулат хімічної кінетики**: швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до деяких степенів.

$$\mathfrak{V} = \kappa \cdot C_A^{n_1} \cdot C_B^{n_2}$$

2. **Формули порядку реакції**

	I порядок	II порядок	III порядок
Константа швидкості	$\kappa = \frac{1}{\tau} \ln \frac{C_0}{C}$	$\kappa = \frac{1}{\tau} \left(\frac{1}{C} - \frac{1}{C_0} \right)$	$\kappa = \frac{1}{2\tau} \left(\frac{1}{C^2} - \frac{1}{C_0^2} \right)$
Період напівперетворення	$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{\kappa}$	$\tau_{1/2} = \frac{1}{\kappa C_0}$	$t_{1/2} = \frac{3}{2\kappa C_0^2}$

3. **правилом Вант-Гоффа** при підвищенні температури на кожні 10° константа швидкості збільшується у 2 — 4 рази:

$$\gamma = \frac{\kappa_{\tau+10}}{\kappa_{\tau}} = 2 - 4$$

4. **Рівняння Арреніуса**: Залежність константи швидкості реакції від температури більш точно виражає

$$\frac{d \ln \kappa}{dT} = \frac{E_{\text{акт}}}{RT^2} \text{ — диф.форма} \quad \ln \frac{\kappa_{T_2}}{\kappa_{T_1}} = \frac{E_{\text{акт}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \text{ — інтегральна форма}$$

5. **Теорія активних зіткнень**. Арреніус припустив, що елементарний акт реакції відбувається лише в тому випадку, коли молекули мають надлишкову енергію- енергію активації

6. **Теорія перехідного стану (активного комплексу)**

У відповідності з цією теорією будь-яка реакція проходить через стадію так званого «перехідного стану» або «активованого комплексу», який існує 10^{-12} - 10^{-13} с і перетворюється в продукти реакції.