

Фаховий медико-фармацевтичний коледж
Української медичної стоматологічної академії

Матеріали до лекції з дисципліни
“Неорганічна хімія
з технікою лабораторних робіт”
для студентів I курсу (на базі повної загальної
середньої освіти)
фармацевтичного відділення



Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага



Викладач Сизоненко Н.В.

Актуальність теми. Від швидкості перебігу реакцій, що лежать в основі різних технологічних процесів, наприклад, синтезу лікарських засобів, залежить їхня продуктивність, тобто вихід продукту. Вчення про швидкість реакцій є основою для вивчення фармакокінетики ліків. Знання теорії хімічної рівноваги необхідне для вивчення дії в організмі людини лікарських засобів та шкідливих речовин. Використовуючи поняття про константу хімічної рівноваги та принцип рухомої рівноваги, можна кількісно оцінити ту чи іншу реакцію і досягти зміщення рівноваги в потрібному напрямку.

Мета. Сформулювати поняття про реакції та умови їх перебігу, швидкість хімічних реакцій, хімічну рівновагу та способи її зміщення в бажаному напрямку.

П л а н

1. Загальні поняття про хімічні реакції.

1.1. Суть хімічної реакції.

1.2. Класифікація хімічних реакцій.

1.3. Гомогенні та гетерогенні системи.

2. Швидкість хімічних реакцій.

2.1. Залежність швидкості реакції від природи реагуючих речовин, їх концентрації, тиску, температури, каталізатора).

2.2. Закон діючих мас для швидкості реакції.

2.3. Особливості застосування закону діючих мас для гомогенних і гетерогенних реакцій.

4. Хімічна рівновага як стан оборотних процесів.

4.1. Реакції оборотні і необоротні

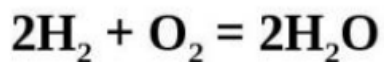
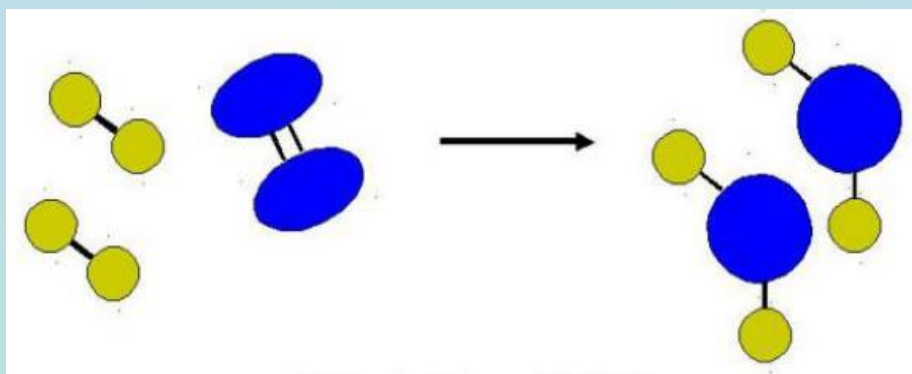
4.2. Динамічний характер рівноважного стану.

4.3. Закон діючих мас для рівноважного стану.

4.4. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.

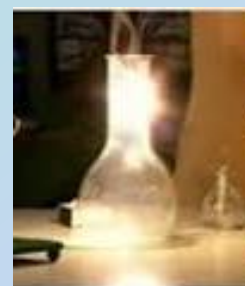
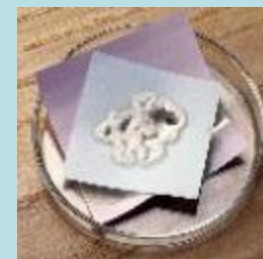
Хімічна реакція – це процес, під час якого з одних речовин утворюються інші речовини, відмінні від вихідних за хімічним складом і властивостями.

Суть хімічної реакції полягає у розриві хімічних зв'язків у вихідних речовинах і утворення нових зв'язків у продуктах реакції.



Ознаки хімічних реакцій:

- зміна кольору;
- виділення газу;
- поява або зникнення запаху;
- утворення або розчинення осаду;
- виділення або поглинання теплоти або світла

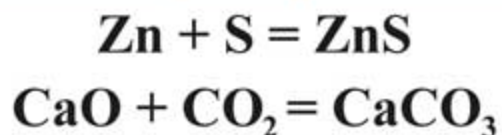


Класифікація хімічних реакцій



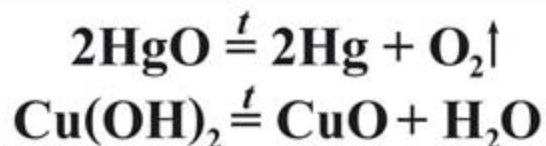
Реакції сполучення

– це такі реакції, у результаті яких із молекул двох або кількох речовин відносно простого складу утворюються молекули однієї нової речовини.



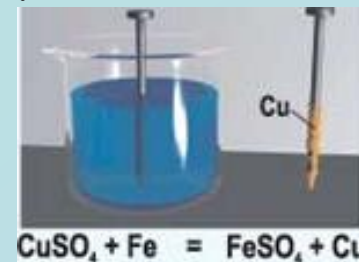
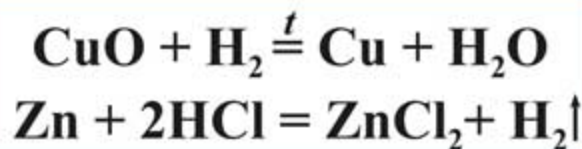
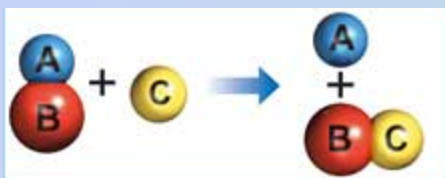
Реакції розкладу

– це реакції, у результаті яких із молекул однієї речовини утворюються молекули кількох нових речовин.



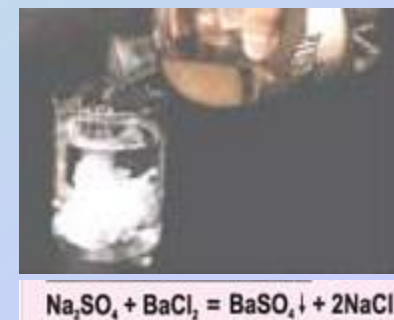
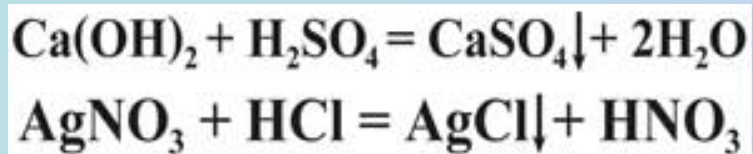
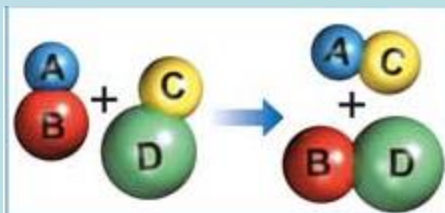
Реакції заміщення

– це реакції між простою і складною речовинами, в результаті яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини.



Реакції обміну

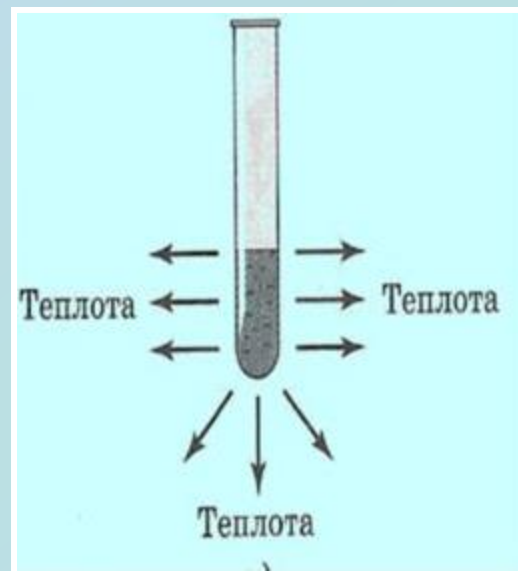
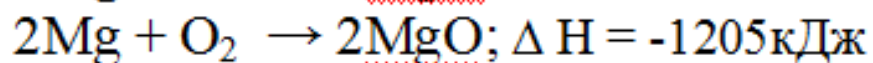
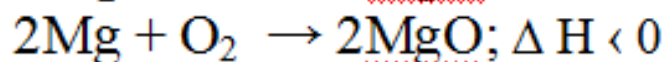
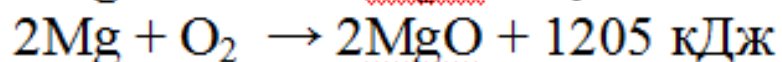
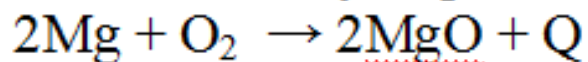
– це реакції, в результаті яких молекули двох речовин обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи молекули двох нових речовин.



Класифікація реакцій за тепловим ефектом

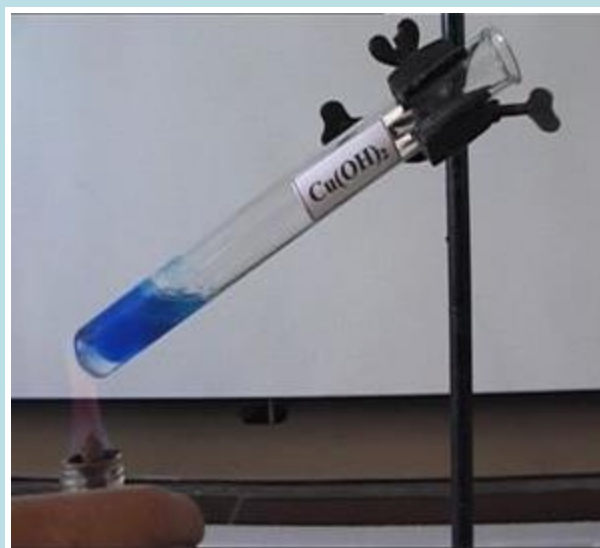
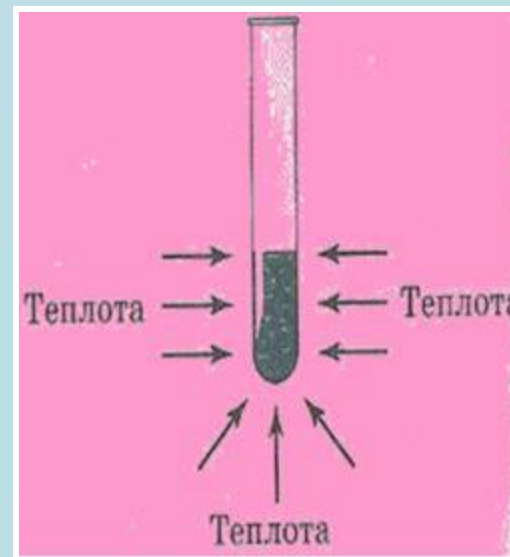
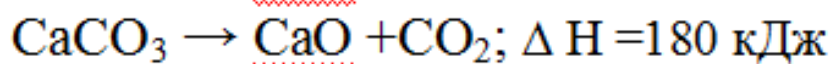
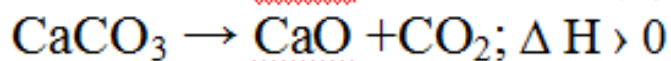
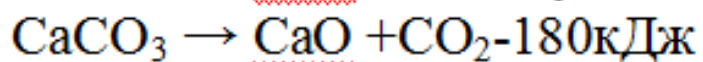
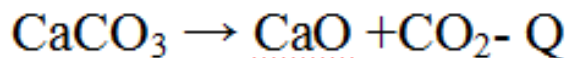
Екзотермічні реакції відбуваються з виділенням теплоти.

Способи запису термохімічного рівняння



Ендотермічні реакції відбуваються з поглинанням теплоти.

Способи запису термохімічного рівняння



Вчення про швидкість хімічних реакцій називається *хімічною кінетикою* (від грецького слова “кінетика” – рух).



С. Арреніус



Я. Вант-Гофф



М. Меншуткін

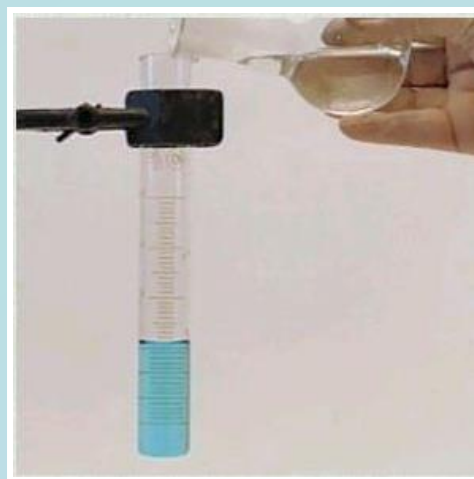
Систематичне вивчення швидкості хімічної реакції було розпочато ще наприкінці XIX ст. науковими працями С. Арреніуса, Я. Вант -Гоффа, М. Меншуткіна.

Процеси відбуваються в однорідних (гомогенних) або неоднорідних (гетерогенних) системах.

Гомогенна система складається лише з однієї фази, наприклад, із двох (і більше) газів або рідин.

Хімічні реакції, які відбуваються в гомогенних системах, називються **гомогенними реакціями**.

Гомогенні реакції відбуваються у всьому об'ємі реакційної суміші.



Гетерогенна система складається з двох або кількох фаз (газ і рідина, кристалічна речовина і рідина).

Хімічні реакції, які відбуваються в гетерогенних системах, називаються **гетерогенними реакціями**.

Гетерогенна реакція відбувається на межі поділу фаз.



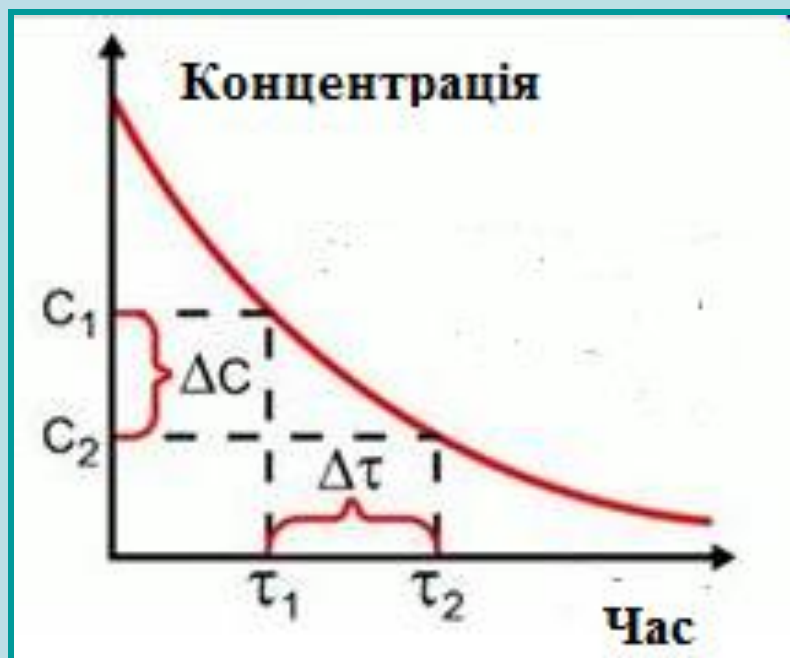
Взаємодія хлоридної кислоти з металами.



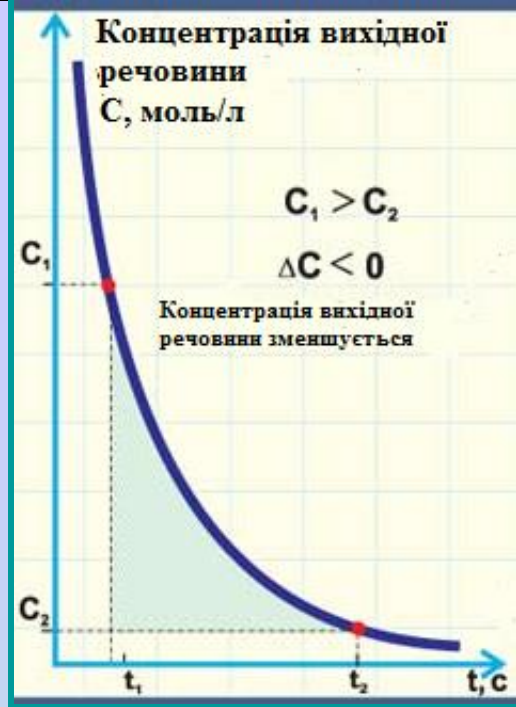
Взаємодія розчину солі з металом.

Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму, **швидкість реакції** дорівнює зміні концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

$$v_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}.$$

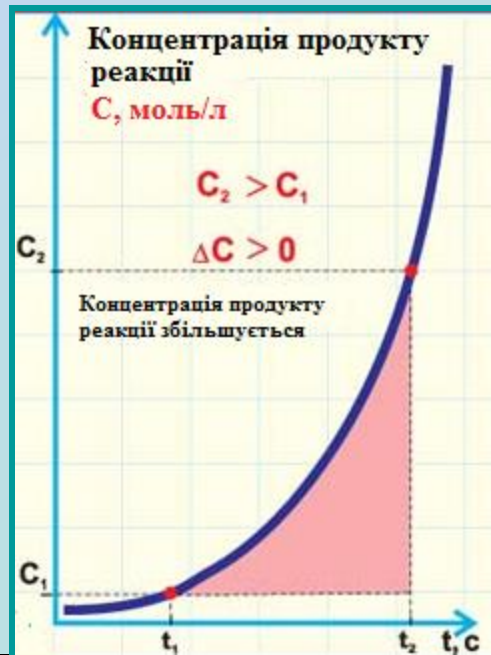


Швидкість реакції визначають за
заміною концентрації вихідних речовин



$$v_{\text{гом}} = - \frac{\Delta C}{\Delta t} = - \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

Швидкість визначають за зміною
концентрації продуктів реакції



$$v_{\text{гом}} = + \frac{\Delta C}{\Delta t} = + \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

Швидкість хімічної реакції залежить від:

Природи реагуючих речовин

Концентрації реагуючих
речовин

Температури

Тиску

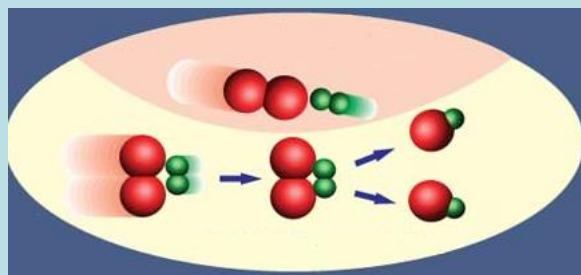
Каталізатора



Вплив природи реагуючих речовин на швидкість реакції

Природа речовин визначається типом хімічного зв'язку між атомами, молекулами або йонами.

Взаємодія сполук із ковалентними неполярними зв'язками, як правило, відбувається повільніше, ніж із йонними або ковалентними полярними зв'язками.

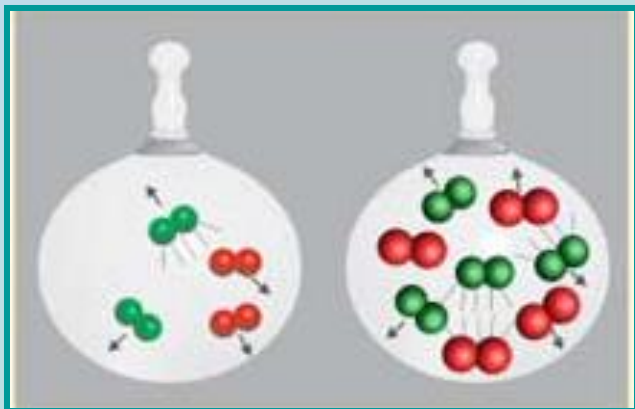


Гомогенні реакції відбуваються швидше, ніж гетерогенні.

Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Для того, щоб відбулася хімічна взаємодія між речовинами, їх молекули або частинки повинні зіткнутися.

Чим більше зіткнень, тим швидше відбувається реакція, а число зіткнень буде тим більшим, чим вища концентрація реагуючих речовин.

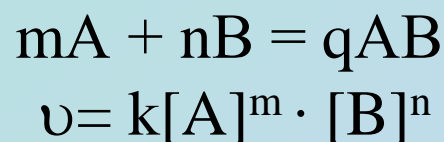




Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин визначається **законом діючих мас** (сформульований норвезькими вченими К. Гульбергом і П. Вааге у 1867 р.)

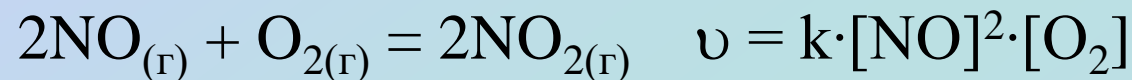
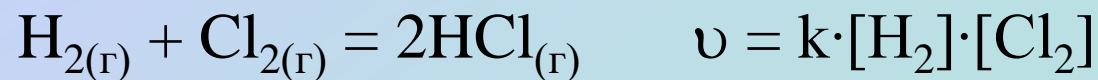
Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у хімічному рівнянні цієї реакції.

Для реакції
кінетичне рівняння



де $[A]$ і $[B]$ — молярні концентрації речовин А і В;
 k - коефіцієнт пропорційності (константа швидкості реакції);
 m і n — стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції.

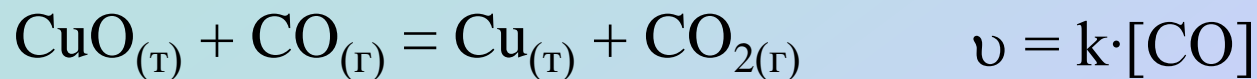
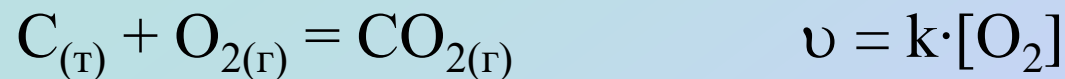
Наприклад:



Для гетерогенних реакцій у вираз їх швидкості концентрація твердих речовин не входить.

Концентрація твердої речовини є сталою величиною і входить у константу швидкості.

Наприклад:



Вплив температури на швидкість хімічної реакції



Я. Вант-Гофф

У 1884 р. голландський хімік Я. Вант-Гофф встановив, що *при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості хімічних реакцій збільшується в 2-4 рази.*

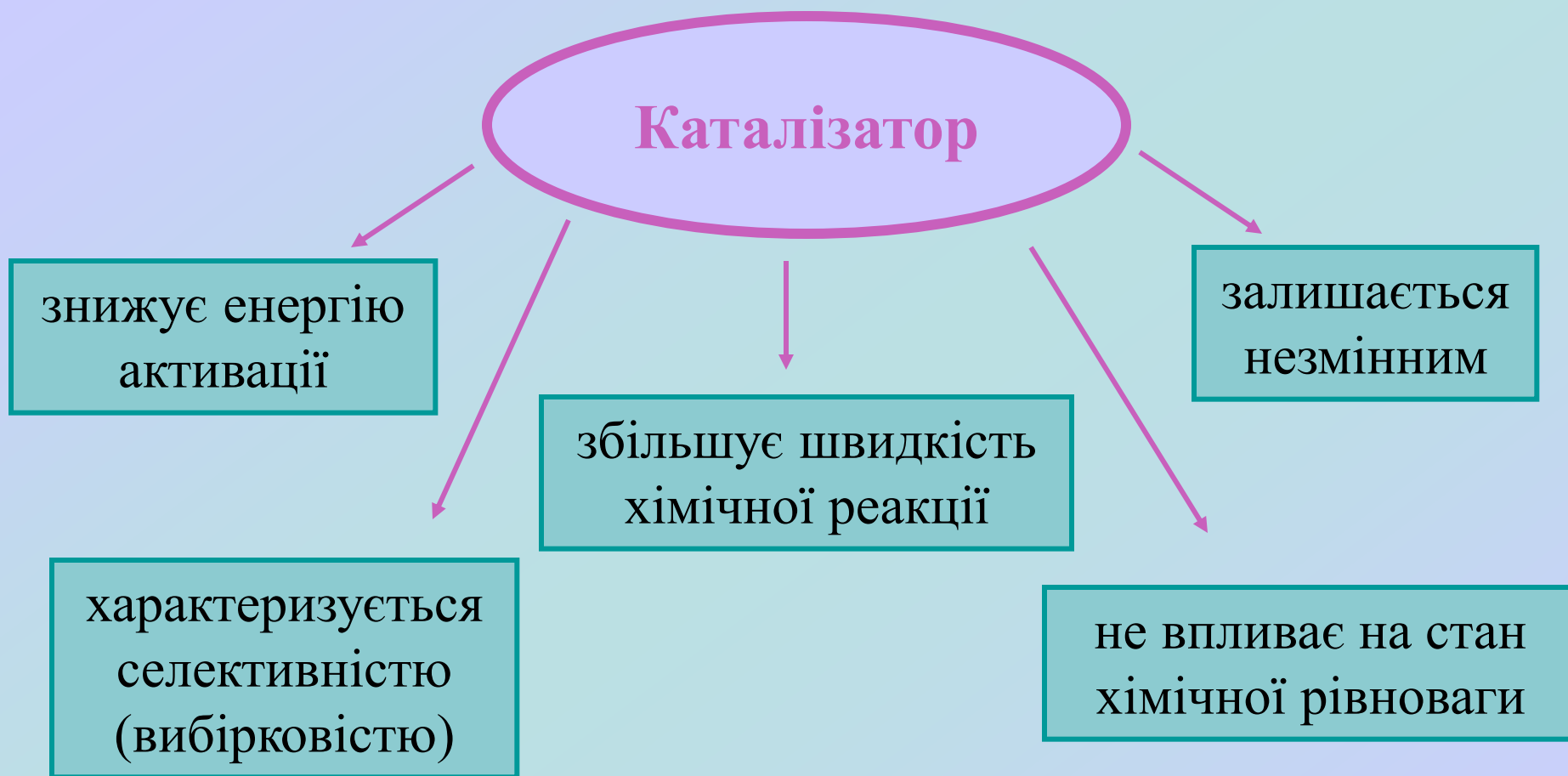
$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$



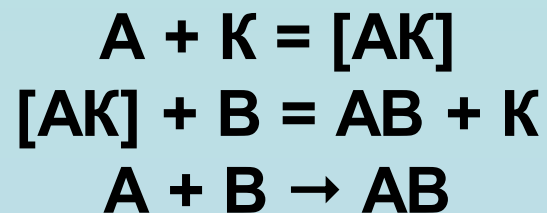
де: v_2 і v_1 — швидкості реакції відповідно при кінцевій t_2 і початковій t_1 температурах;

γ — температурний коефіцієнт швидкості реакції, який вказує, у скільки разів збільшується швидкість реакції з підвищенням температури реагуючих речовин на 10 градусів.

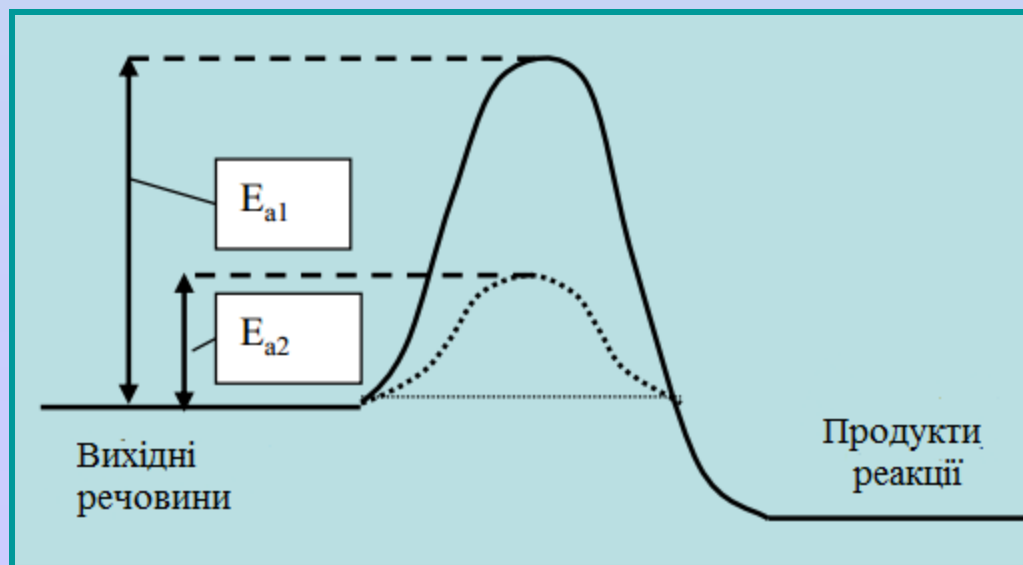
Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції



Енергія активації - це енергетичний бар'єр між вихідними речовинами і продуктами реакції.



A, B – вихідні речовини;
K – каталізатор;
[AB] – активований комплекс;
AB – продукт реакції.



Каталіз

Гомогенний

Реагенти і каталізатор
знаходяться в одній фазі

Гетерогенний

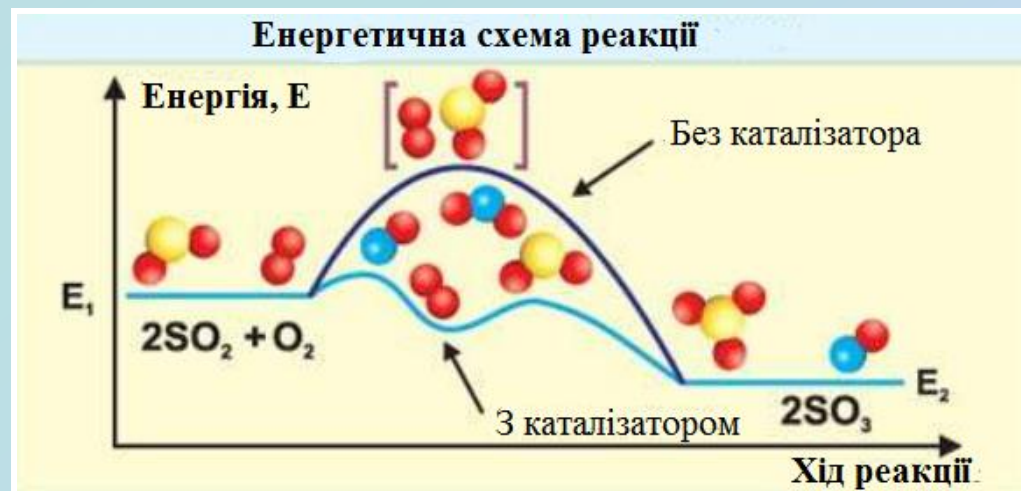
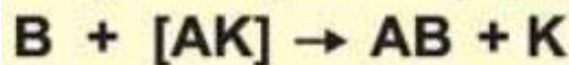
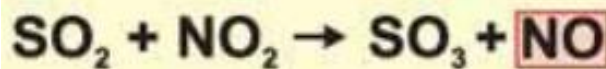
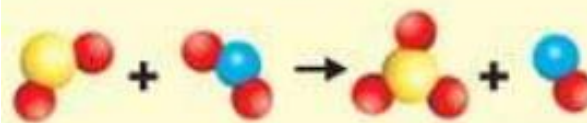
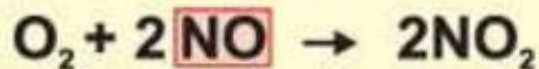
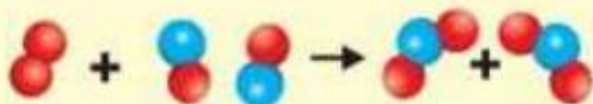
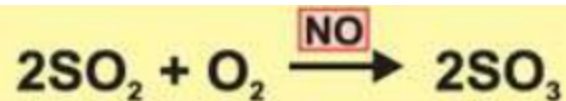
Реагенти і каталізатор
знаходяться в різних фазах

Автокаталіз

Каталізатором є один
із продуктів реакції



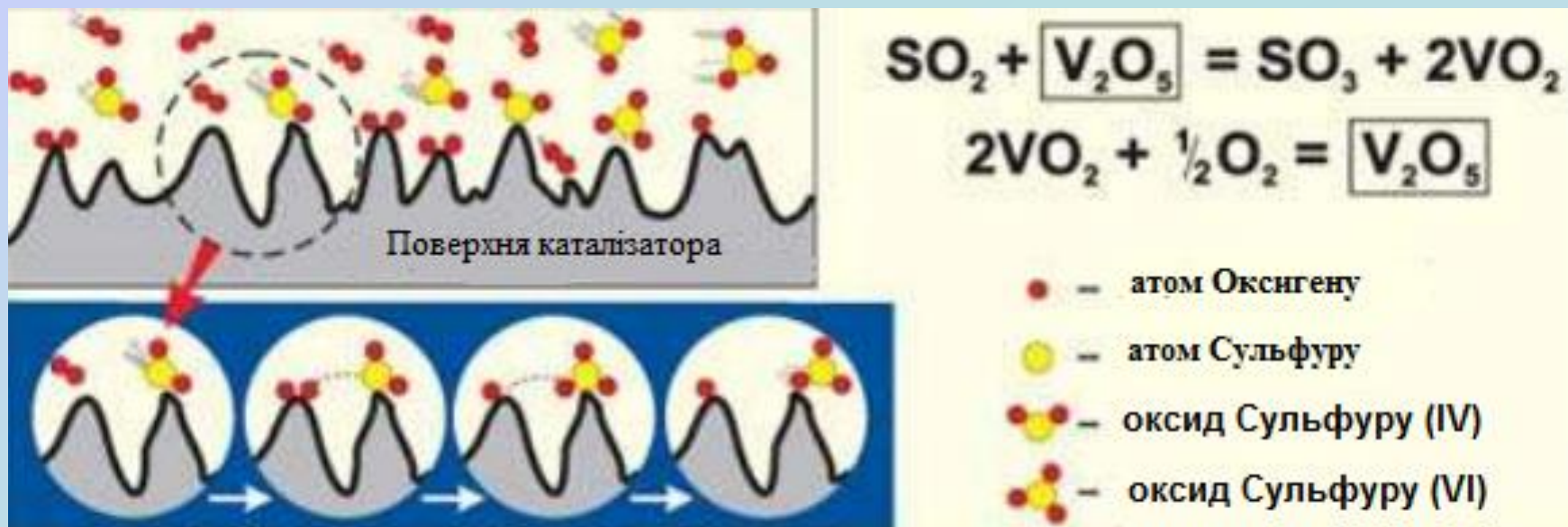
Механізм гомогенного каталізу пояснюється теорією проміжних сполук



Механізм гетерогенного каталізу

ґрунтується на явищі адсорбції реагуючих речовин на поверхні каталізатора.

Утворюються проміжні сполуки, енергія активації знижується.

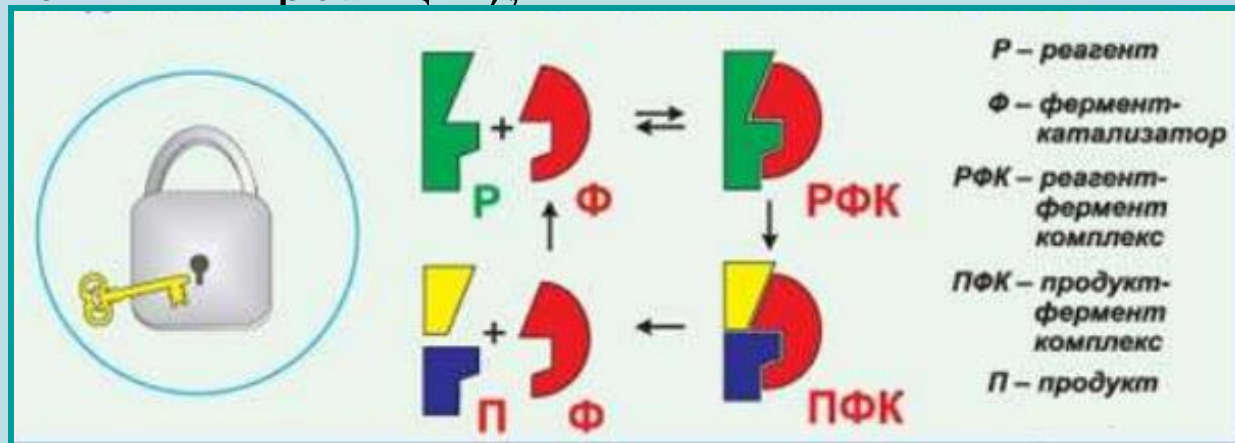


Гетерогенний каталіз застосовується при синтезі амоніаку, виробництві сульфатної та нітратної кислот, одержанні етилену, формальдегіду, синтетичного каучуку, у реакціях крекінгу, гідрогенізації.

Ферментативний каталіз – каталітичні реакції, які відбуваються за участю ферментів.

Ферменти – біологічні каталізатори білкової природи:

- висока каталітична активність (значне зниження енергії активації процесу);
- висока специфічність (прискорює лише одну реакцію або групу однотипних реакцій);



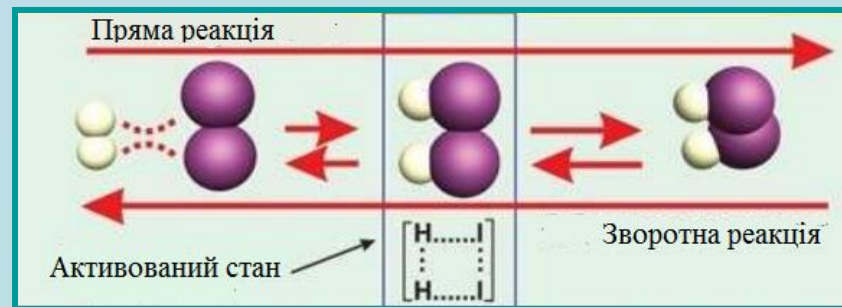
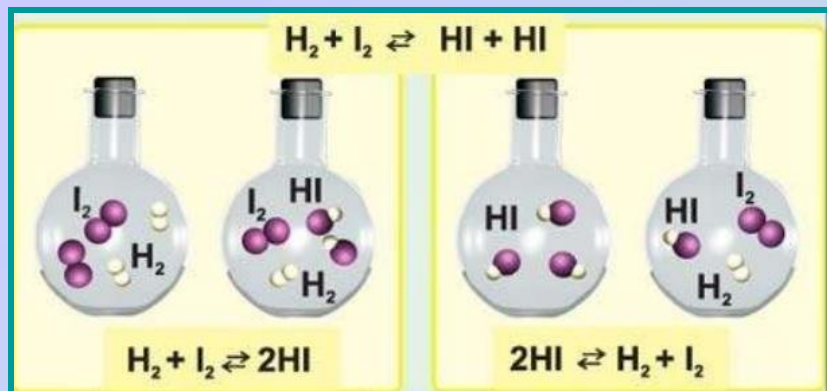
- висока чутливість активності до зовнішніх умов (рН, температура)

Розрізняють **оборотні** і **необоротні** реакції.

Оборотні реакції не відбуваються до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги.

Хімічна рівновага - такий стан системи реагуючих речовин, при якому швидкості прямої і зворотної реакцій рівні між собою.





У стані рівноваги пряма і зворотна реакції не припиняються. Тому така рівновага називається рухомою, або динамічною, рівновагою.

Константа хімічної рівноваги згідно закону діючих мас:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

На стан хімічної рівноваги впливає:

- концентрація реагуючих речовин,
- температура,
- тиск (для газоподібних речовин).

При зміні одного з цих параметрів рівновага порушується і концентрація всіх реагуючих речовин буде змінюватися доти, поки не встановиться нова рівновага.

Перехід реакційної системи з одного стану рівноваги до іншого називається **зміщенням хімічної рівноваги**.

Принцип ле Шательє:

Якщо на систему, що знаходиться в стані рівноваги, подіяти зовні (змінити концентрацію, температуру, тиск), то ця дія буде сприяти тій реакції з двох протилежних, яка буде послаблювати цю дію.



Реакція синтезу амоніаку:



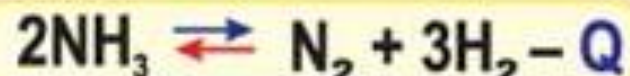
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3}$$



Температура T



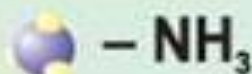
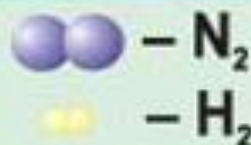
$+Q$ – екзотермічний процес



$-Q$ – ендотермічний процес

При підвищенні температури рівновага зміщується в бік ендотермічного процесу.

Тиск P



Збільшення тиску (P) зміщує рівновагу в бік процесу, який відбувається із зменшенням об'єму і числа молекул.

Кросворд

Розв'язавши кросворд, у виділених клітинках ви прочитаєте, що хімічне явище це...

1					т	е	м	п	е	р	а	т	у	р	а	
2					ф	е	р	м	е	н	т	и				
3						к	а	т	а	л	і	з	а	т	о	р
4						ш	в	и	д	к	і	с	т	ь		
5	к	о	н	ц	е	н	т	р	а	ц	і	я				
6						п	о	л	р	і	б	н	е	н	н	я
7						х	і	м	і	я						

1. Чинник, який збільшує швидкість реакції.
2. Каталізатори живої природи.
3. Речовина, яка збільшує швидкість реакції.
4. Зміна кількості речовини в одиниці об'єму за одиницю часу
5. Вміст речовини в одиниці об'єму.
6. Дія, спрямована на пришвидшення гетерогенної реакції.
7. Наука, що вивчає речовини та їх перетворення.

Література до теми, що викладена в лекції

Основна

1. Загальна та неорганічна хімія: підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключєва ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. – 3-тє вид. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. (Національний підручник), с. 155-173.
2. Неорганічна хімія: Практикум: Навч. посіб. для мед. ВНЗ I–III рів. акред. – 2-ге вид., перероб. і доп. Рекомендовано МОЗ / Гирина Н.П., Туманова І.В. – К., ВСВ «Медицина», 2013, с. 70-79.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К. – Ірпінь, 2007, с. 121-126, 129-133.

Додаткова

- 1.. Медична хімія: підручник/ В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, В. І. Галинська та ін.; за ред. проф. В. О. Калібабчук. К.:ВСВ “Медицина”, 2019, с. 64-79.

Перелік основних питань за темою наступної лекції

Вода. Розчини. Властивості розчинів електролітів

1. Вода як розчинник. Розчини, їх класифікація.
2. Механізм розчинення речовин у воді.
Розчинність, коефіцієнт розчинності. Залежність розчинності від різних чинників.
3. Способи вираження складу розчинів. Масова частка речовини в розчині. Молярна концентрація. Молярна концентрація еквівалента.
4. Значення розчинів у природі, житті та діяльності людини.
5. Електролітична дисоціація. Сила електролітів. Сильні та слабкі електроліти. Властивості кислот, основ і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.
6. Йонні рівняння. Умови перебігу реакцій йонного обміну до кінця. Дисоціація води. Іонний добуток води. pH розчинів. Гідроліз солей. Ступінь та константа гідролізу.

Література за темою наступної лекції

Основна

1. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є.Я. Левітін, А.М. Бризицька, Р.Г. Ключєва ; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. – 3-тє вид. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017, с. 174-188.
2. Неорганічна хімія: Навчально-методичний посібник для студентів вищих медичних, фармацевтичних навчальних закладів спеціальності 226 «Фармація» / І.С. Ковальчук, С.В. Гончарук, Н.П. Гирина та ін. – К. : ВСВ «Медицина», 2017, с. 19-21.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К. – Ірпінь, 2007, с. 147-160.

Додаткова

4. Медична хімія: підручник/ В. О. Калібабчук, І. С. Чекман, В. І. Галинська та ін.; за ред. проф. В. О. Калібабчук. К.:ВСВ “Медицина”, 2019, с. 81-92.