

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

ТЕКСТ ЛЕКЦІЇ

навчальної дисципліни «Хімія»
обов'язкових компонент
освітньої-професійної програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
бакалавр з електроенергетики, електротехніки та електромеханіки за

Електромеханіка

за темою 6 – Швидкість перетворення речовин і чинники впливу.

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:

1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.

2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

План лекції:

1. Поняття хімічна кінетика.
2. Поняття хімічної рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє. Рівняння Арреніуса.
3. Ланцюгові реакції. Зворотні і незворотні реакції. Гомогенні і гетерогенні реакції. Незворотні та зворотні реакції.
4. Каталіз, каталізатори.

Література:**Основна**

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с.
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПІ», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : <https://subject.com.ua/>

Текст лекції

1. Поняття хімічної кінетики.

Перехід енергії з однієї форми в іншу, з однієї системи в іншу, енергетичні ефекти, можливість і напрями мимовільного протікання хімічних процесів вивчає хімічна термодинаміка. Ця наука розглядає також зв'язок між різними ознаками системи. До них відносяться маса, об'єм, температура, хімічний склад і ін. Сукупність всіх ознак – це термодинамічне полягання системи.

Хімічною кінетикою називається вчення про швидкість хімічних реакцій і залежності її від різних чинників – природа і концентрації реагуючих речовин, температури, наявності каталізаторів і ін. Відомо, що різні хімічні реакції протікають з різними швидкостями. Одні з них здійснюються блискавично, інші за більш тривалий час. Крім того, багато реакцій швидко відбуваються при високій температурі, а на холоді йдуть надзвичайно поволі. При вивченні швидкості хімічних реакцій необхідно розрізняти реакції в гомогенних системах (гомогенні реакції) і гетерогенних системах (гетерогенні реакції).

У хімії *системами* називають умовно виділені частини для розгляду сукупності властивостей речовин. *Гомогенною* називається система, що складається з однієї фази, *гетерогенної* – система, що складається з декількох фаз. *Фазою* називається частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею розділу, під час переходу через яку властивості змінюються стрибкоподібно. Прикладами гомогенних систем можуть бути газові суміші або розчини незалежно від числа входять в їх склад компонентів. Такі системи складаються з однієї фази.

Приклади гетерогенних систем – рідини, декілька, що містять, фаз – вода з льодом, розчин з осадом і т.д.

Таким чином, гомогенні реакції протікають в однофазних системах, а гетерогенні – в багатофазних системах.

2. Поняття хімічної рівноваги. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє. Рівняння Арреніуса.

Швидкістю гомогенної реакції називається кількість речовини, що вступає в реакцію або що утворюється при реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи. **Швидкістю гетерогенної реакції** називається кількість речовини, що вступає в реакцію або що утворюється при реакції за одиницю часу на одиниці площі поверхні розділу фаз або в одиниці маси або об'єму

твердої фази.

Оскільки речовини реагують один з одним в еквівалентних кількостях, то про швидкість реакції судять по зміні концентрації будь-якої з реагуючих речовин. Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій і умов, в яких протікає дана реакція.

Концентрація реагуючих речовин впливає на швидкість хімічних реакцій через різну вірогідність зіткнення молекул реагуючих речовин. Згідно молекулярно-кінетичним уявленням, із збільшенням концентрації однієї з реагуючих речовин, збільшується і швидкість хімічної реакції.

Основним законом хімічної кінетики є закон дії мас відкритий норвезькими ученими Гульдбергом К. і Вааге П. в 1867 р., згідно якому: *швидкість хімічної реакції при постійній температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, зведених в ступені їх стехіометричних коефіцієнтів.*

Наприклад для реакції типу: $aA + bB = cC$

$$V = K [A]^a \cdot [B]^b,$$

де А, В – реагуючі речовини, К – константа швидкості реакції.

Величина константи швидкості до залежить від природи реагуючих речовин, температури, присутність каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

У вираз для швидкості хімічних реакцій входять концентрації речовин тільки в газовій і рідкій фазах.

Молекулярно-кінетична теорія дозволяє підрахувати число зіткнень між молекулами. Але не всяке зіткнення молекул реагуючих речовин приводить до утворення нової речовини. Для цього необхідно затрачувати певну енергію. Надмірна енергія, якою повинні володіти молекули для того, щоб їх зіткнення приводили до утворення нової речовини називається *енергією активації* даної реакції. Молекули, що володіють такою енергією, називаються *активними молекулами*.

Із зростанням температури число активних молекул зростає, звідси витікає, що і швидкість реакції збільшується з підвищенням температури.

Кількісно залежність швидкості гомогенних реакцій від температури визначається правилом Вант-Гоффа, згідно якому, при підвищенні температури на кожні 10° швидкість гомогенних хімічних реакцій збільшується в два – чотири рази. При цьому байдуже, на якому саме відрізку температурної шкали відбувається підвищення температури.

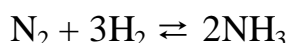
Математично правило Вант-Гоффа записується:

$$V_{t2} = V_{t1} \cdot \gamma^{\frac{T2-T1}{10}}$$

де γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції. Це співвідношення носить наближений характер.

Принцип Ле Шательє. Всі хімічні реакції можна розбити на дві групи: необоротні і оборотні. Необоротні реакції протікають до кінця – до повного витрачання однієї з реагуючих речовин. Оборотні реакції протікають не до кінця: при оборотній реакції жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю. Ці реакції протікають як в прямому так і у зворотному напрямі.

Наприклад: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ – у разі оборотних реакцій



На рис.1 показана зміна швидкостей прямої і зворотної реакції з часом. Коли швидкості прямої і зворотної реакції стають однаковими настає хімічна рівновага.

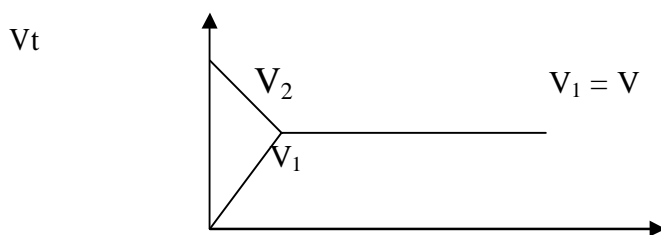
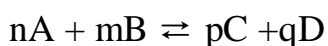


Рисунок 1 – Зміна швидкостей в часі

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги служить константа хімічної рівноваги K_p . Наприклад, для реакції типу:



швидкість прямої реакції: $V_1 = K_1[\text{A}]^n [\text{B}]^m$

швидкість зворотної реакції: $V_2 = K_2[\text{C}]^p [\text{D}]^q$

При рівновазі: $V_1 = V_2$; $K_1[\text{A}]^n [\text{B}]^m = K_2[\text{C}]^p [\text{D}]^q$

Відношення константи швидкості прямої реакції до зворотної називається константою рівноваги, одержуємо

$$K_p = K_1 / K_2 = [\text{C}]^p [\text{D}]^q / [\text{A}]^n [\text{B}]^m$$

Вона залежить від температури, природа речовин і не залежить від концентрації і каталізатора. Таким чином, рівняння константи рівноваги показує, що в умовах рівноваги концентрації всіх речовин, що беруть участь в реакції зв'язані між собою. Зміна концентрації будь-якого з них спричиняє за

собою зміни концентрацій всієї решти речовин; у результаті встановлюються нові концентрації, але співвідношення між ними відповідає константі рівноваги. У разі гетерогенних реакцій у вираз константи рівноваги входять концентрації речовин, що знаходяться в газовій і рідкій фазах. Константа рівноваги пов'язана із зміною стандартного ізобарно-ізотермічного потенціалу хімічної реакції ΔG^0

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p$$

З чого видно, великим негативним значенням $\Delta G^0 < 0$ відповідають великі значення K_p , тобто в рівноважній суміші переважають продукти реакції. Якщо ж $\Delta G^0 > 0$, то в рівноважній суміші переважають початкові речовини.

Якщо система знаходиться в стані рівноваги, то вона перебуватиме в ньому до тих пір, поки зовнішні умови зберігаються постійними. Якщо ж умови зміняться, то система вийде з рівноваги – швидкості прямого і зворотного процесів зміняться неоднаково, тобто протікатиме реакція.

Найбільше значення мають випадки порушення рівноваги унаслідок зміни концентрації якого-небудь з речовин, що беруть участь в рівновазі, тиску і температури.

Порушення рівноваги унаслідок зміни концентрації. Процес зміни концентрацій, викликаний порушенням рівноваги, називається зсувом або зсувом рівноваги. Якщо при цьому відбувається збільшення концентрацій речовин, що стоять в правій частині рівняння, то рівновага зміщується управо, тобто у напрямі перебігу прямої реакції; при зворотній зміні концентрацій рівновага зміщується вліво – у напрямі зворотної реакції.

Таким чином, при збільшенні концентрації якого-небудь з речовин, що беруть участь в рівновазі, рівновага зміщується у бік витрати цієї речовини; при зменшенні концентрації якої-небудь з речовин рівновага зміщується у бік утворення цієї речовини.

Порушення рівноваги унаслідок зміни тиску. При збільшенні тиску шляхом стиснення системи рівновага зсувається у бік зменшення числа молекул газів, тобто у бік пониження тиску; при зменшенні тиску рівновага зсувається у бік зростання числа молекул газів, тобто у бік збільшення тиску.

У тому випадку, коли реакція протікає без зміни числа молекул газів, рівновага не порушується при стисненні або при розширенні системи, наприклад, в системі $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ рівновага не порушується при зміні об'єму, вихід H і I не залежить від тиску.

Порушення рівноваги унаслідок зміни температури. Рівновага переважної більшості хімічних реакцій зсовується при зміні температури. Чинником, який визначає напрям зсуву рівноваги, є при цьому знак теплового ефекту реакції. При підвищенні температури рівновага зміщується у напрямі ендотермічної, а при пониженні – у напрямі екзотермічної реакції.

Закономірності, які виявляються при порушенні хімічної рівноваги, є окремими випадками загального принципу, що визначає вплив різних чинників на рівноважні системи. Цей принцип носить назву принципу рухомої рівноваги (принцип Ле-Шательє).

Якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, надати яку-небудь дію, то в результаті протікаючих в ній процесів рівновага зміститься в такому напрямі, що надана дія зменшиться.

Так, наприклад: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 \quad \Delta H^\circ < 0$

Для зміщення рівноваги управо: знизити температуру, збільшити тиск, збільшити концентрації SO_2 і O_2 і знизити концентрацію SO_3 .

Принцип Ле-Шательє розповсюджується не тільки на хімічні, але і на різні фізико-хімічні рівноваги. Зміщення рівноваги при зміні умов таких процесів, як кипіння, кристалізація, розчинення відбувається відповідно до принципу Ле-Шательє.

Теорія активних зіткнень була сформульована С. Арреніусом в 1889 році. В основі цієї теорії лежить уявлення про те, що для протікання хімічної реакції необхідно зіткнення між молекулами вихідних речовин, а число зіткнень визначається інтенсивністю теплового руху молекул, тобто залежить від температури. Але не кожне зіткнення молекул призводить до хімічного перетворення: до нього призводить лише активне зіткнення.

Активні зіткнення - це зіткнення, які відбуваються, наприклад, між молекулами А і В з великим запасом енергії. Той мінімальний запас енергії, яким повинні володіти молекули вихідних речовин для того, щоб їх зіткнення було активним, називається енергетичним бар'єром реакції.

Енергія активації - це надлишок енергії, яку можна повідомити або передати одному моль речовини.

Енергія активації відчутно впливає на значення константи швидкості реакції і її залежності від температури: чим більше E_a , тим менше константа швидкості і тим значніше впливає на неї зміна температури.

Константа швидкості реакції пов'язана з енергією активації складною залежністю, описаною рівнянням Арреніуса:

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}},$$

де A – предекспоненційний множник; E_a – енергія активації; R – універсальна газова стала (8,31 Дж/ (моль · К); T – абсолютна температура.

Однак спостерігаються константи швидкості реакції, як правило, набагато менше, обчислених за рівнянням Арреніуса. Тому рівняння для константи швидкості реакції видозмінюють наступним чином: (Мінус перед усією дробом) множник призводить до того, що температурна залежність константи швидкості відрізняється від рівняння Арреніуса. Оскільки енергія активації по Арреніусу розраховується як тангенс кута нахилу логарифмічною залежності швидкості реакції від зворотної температури, то виконавши те ж саме з рівнянням.

Гетерогенної реакції, хімічні реакції за участю речовин, що знаходяться в різних фазах і складових в сукупності створюють гетерогенну систему. Типові гетерогенні реакції: розкладання солей з утворенням газоподібних і твердих продуктів (наприклад, $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$), відновлення оксидів металів воднем або вуглецем (напр., $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$), розчинення металів в кислотах (наприклад, $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$), взаємодія твердих реагентів ($\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NiO} \rightarrow \text{NiAl}_2\text{O}_4$).

В особливий клас виділяють гетерогенно-каталітичні реакції, що протікають на поверхні каталізатора; при цьому реагенти і продукти можуть і не перебувати в різних фазах. Напрямок, при реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, що протікає на поверхні залізного каталізатора, реагенти і продукт реакції знаходяться в газовій фазі і утворюють гомогенну систему.

Особливості гетерогенних реакцій обумовлені участю в них конденсованих фаз. Це ускладнює перемішування і транспорт реагентів і продуктів; можлива активація молекул реагентів на поверхні розділу фаз. Кінетика будь-якої гетерогенної реакції визначається як швидкістю самого хімічного перетворення, так і процесами перенесення (дифузії), необхідними для поповнення витрати реагентів і видалення з реакційної зони продуктів реакції.

За відсутності дифузійних ускладнень швидкість гетерогенної реакції пропорційна розмірам реакційної зони; так називається питома швидкість реакції, розрахована на одиницю поверхні (або обсягу) реакційної зони, не змінюється в часі; для простих (однотадійних) реакцій вона може бути визначена на основі закону діючих мас. Цей закон не виконується, якщо дифузія речовин протікає повільніше, ніж хімічна реакція; в цьому випадку спостерігається швидкість гетерогенної реакції описується рівняннями дифузійної кінетики.

3. Ланцюгові реакції. Зворотні і незворотні реакції. Гомогенні і гетерогенні реакції.

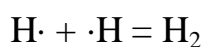
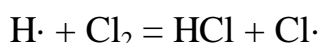
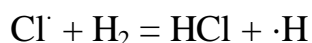
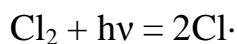
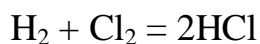
Ланцюгова реакція — хімічна або ядерна реакція, в якій поява проміжної активної частинки (радикала, атома або збудженої молекули — у хімічних, нейтрона — у ядерних процесах) викликає велику кількість (ланцюг) перетворень початкових молекул або ядер внаслідок регенерації активної частинки в кожному елементарному акті реакції (у кожній ланці).

Проста ланцюгова реакція — ланцюгова реакція, яка проходить без розгалуження ланцюга реакції, тобто в усіх елементарних реакціях росту ланцюга з однієї активної частинки утворюється лише одна інша активна частинка.

У вивчених *нерозгалужених* хімічних ланцюгових реакціях активні центри — вільні атоми й радикали, здатні легко, з малою енергією активації реагувати з початковими молекулами, утворюючи поряд з молекулою продукту також новий активний центр. У *розгалужених* хімічних ланцюгових реакціях як активні центри можуть виступати також збуджені молекули, а у так званих *вироджено-розгалужених реакціях* (див. нижче) — також нестабільні молекули проміжних речовин.

Хімічні процеси з нерозгалуженими ланцюгами можна розглянути на прикладі фотохімічної реакції між воднем і хлором. У цій ланцюговій реакції молекула хлору, поглинаючи квант світла, розпадається на два атоми. Кожний з атомів хлору, що утворилися, починає ланцюг хімічних перетворень; у цьому ланцюзі атоми хлору й водню виступають як активні частинки.

Розрізняють ланцюгові реакції з нерозгалуженим ланцюгом і розгалуженої, коли взаємодія вільного радикала з молекулою початкової речовини приводить до освіти не одного, а двох або більшого числа нових активних центрів. Приклад нерозгалуженого ланцюга — реакція синтезу HCl:



З розгалуженим ланцюгом: $\text{H}_2 + \text{O}_2 = \cdot\text{H}^\cdot + \cdot\text{OH}\cdot$.

До ланцюгових реакцій належать і ядерні реакції. Тут роль активної частинки грає нейтрон, проникнення якого в ядро атома приводить до його розпаду, що супроводжується виділенням великої енергії і утворенням нових нейтронів, що продовжують ланцюг ядерних реакцій.

Довжина ланцюга може бути дуже велика – число повторюваних елементарних реакцій продовження ланцюга на один зароджений активний центр може досягати десятків і сотень тисяч. Обрив ланцюгів відбувається в результаті рекомбінації атомів в об'ємі реактора, захоплення атомів його стінкою з наступною рекомбінацією на стінці, утворення неактивного радикала при реакції активних центрів з молекулами завжди присутніх домішок (наприклад, при реакції між атомарним воднем і молекулами кисню – домішками з утворенням радикала HO_2^{\bullet} : цей радикал в умовах не дуже високих температур не реагує з вихідними молекулами).

Під фазою розуміють сукупність однорідних частин системи з однаковими фізичними і хімічними властивостями і відокремлених один від одного поверхнею розділу.

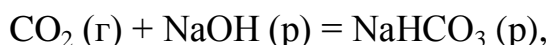
Все різноманіття реакцій з цієї точки зору можна розділити на два класи.

1. *Гомогенні (однофазні) реакції.* До них відносять реакції, що відбуваються у газовій фазі, і цілу низку реакцій, що перебігають у розчинах.

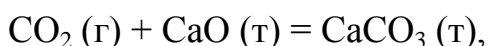
2. *Гетерогенні (багатофазні) реакції.* До них відносять реакції, в яких реагенти і продукти реакції перебувають в різних фазах.

Наприклад:

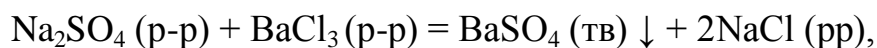
газожідкофазні реакції



газотвердофазні реакції



жідкотвердофазні реакції



жідкогазотвердофазні реакції

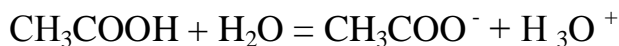


Класифікація реакцій за типом переносимих частинок

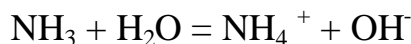
1. *Протолітична реакція*

До протолітичних реакцій відносять хімічні процеси, суть яких полягає в перенесенні протона від одних реагуючих речовин до інших.

В основі цієї класифікації лежить протолітична теорія кислот і підстав, відповідно до якої кислотою вважають будь-яка речовина, що віддає протон, а підставою - речовина, здатна приєднувати протон, наприклад



кислота I основа I основан I i кислота II,

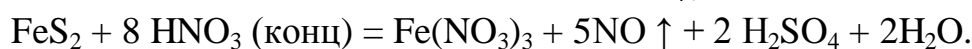
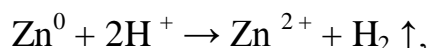


основа I кислота II кислота II основа II.

До протолитических реакцій відносять реакції нейтралізації та гідролізу.

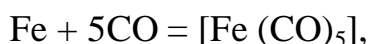
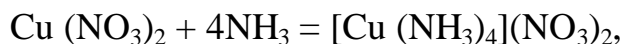
2. Окислювально-відновні реакції.

До таких відносять реакції, в яких реагуючі речовини обмінюються електронами, змінюючи при цьому ступені окислення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин. Наприклад:



3. Ліганднообмінні реакції

До таких відносять реакції, в ході яких відбувається перенесення електронної пари з утворенням ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом. Наприклад:



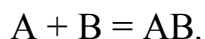
Характерною особливістю лігандо обмінних реакцій є те, що утворення нових сполук, які називаються комплексними, відбувається без зміни ступеня окислення.

4. Реакції атомно-молекулярного обміну.

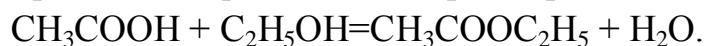
До даного типу реакцій належать багато з досліджуваних в органічній хімії реакцій заміщення, що протікають по радикальному, електрофільного або нуклеофільного механізму.

Зворотні і незворотні хімічні реакції. Оборотними називають такі хімічні процеси, продукти яких здатні реагувати один з одним у тих же умовах, в яких вони отримані, з утворенням вихідних речовин.

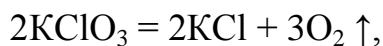
Для оборотних реакцій рівняння прийнято записувати в такий спосіб



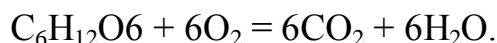
Дві протилежно спрямовані стрілки вказують на те, що при одних і тих же умовах одночасно протікає як пряма, так і зворотна реакція, наприклад



Необоротними називають такі хімічні процеси, продукти яких не здатні реагувати один з одним з утворенням вихідних речовин. Прикладами необоротних реакцій може служити розкладання бертолетової солі при нагріванні:



або окислення глюкози киснем повітря



4. Каталіз, каталізатори.

Збільшити швидкість реакції можна також за допомогою каталізаторів. Їх вживання набагато вигідніше, ніж підвищення температури, оскільки воно не завжди здійснюється. Речовини, що не витрачаються в результаті протікання реакції, але, що збільшують її швидкість називаються **каталізаторами**. Речовини, що уповільнюють швидкість хімічних реакцій називаються інгібіторами. Реакції, що відбуваються під дією каталізаторів, називаються **каталітичними**.

У більшості випадків дія каталізатора пояснюється тим, що він знижує енергію активації реакції. У присутності каталізатора реакція проходить через інші проміжні стадії, ніж без нього, причому ці стадії енергетично більш вигідні.

За *принципом фазового стану реагентів та каталізаторів* розрізняють такі типи каталізу:

- гомогенний – каталізатор та реагенти знаходяться в одній фазі
 - газофазний
 - рідиннофазний
- гетерогенний – каталізатор та реагенти знаходяться в різних фазах
 - каталіз рідкими каталізаторами, які збільшують швидкість взаємодії між рідинами та газами або між рідинами, що не змішуються
 - каталіз твердими каталізаторами, які прискорюють взаємодії між рідкими та газоподібними речовинами
- мікрогетерогенний – процеси відбуваються у рідкій фазі за участі колоїдних часток металів в ролі каталізатора
- ферментативний – процеси у біологічних системах за участі білкових сполук – ферментів.

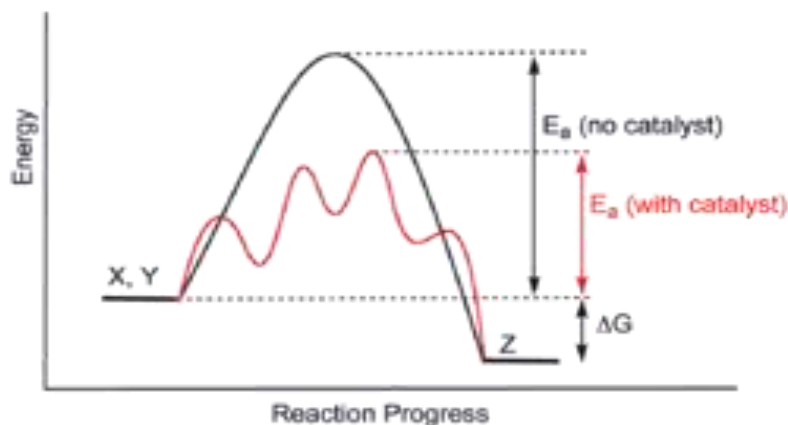


Рисунок 2 – Зміна однієї каталізованої реакції кількома проміжними з меншим енергетичним ефектом

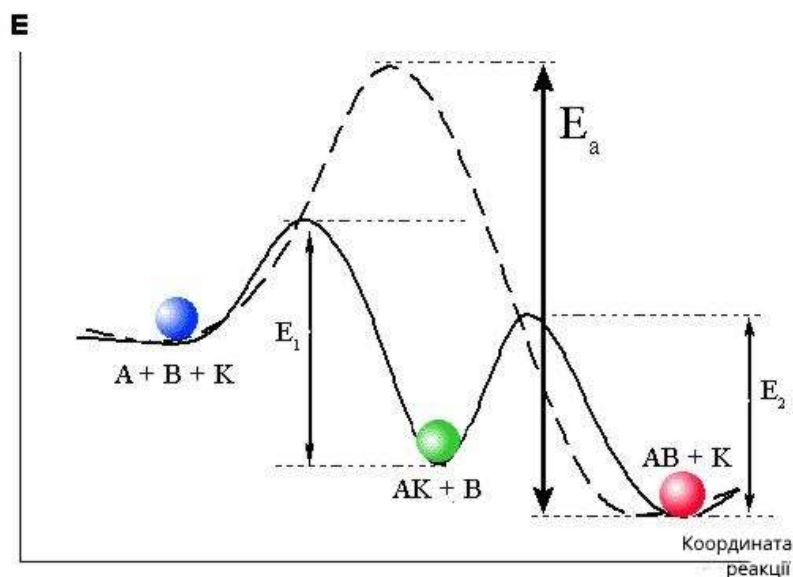


Рисунок 3 – Динаміка каталітичного процесу в часі

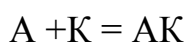
Розрізняють гомогенний і гетерогенний каталіз.

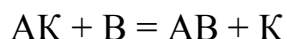
Гомогенний каталіз здійснюється в тих випадках, коли реагуючі речовини і каталізатор знаходяться в одній фазі.

При *гетерогенному* каталізі каталізатор в реагуючій системі знаходиться в самостійній фазі. Як каталізатори при гетерогенному каталізі використовуються перехідні метали, їх оксиди і солі.

Дія каталізатора заснована на тому, що він вступає у взаємодію з реагуючими речовинами з утворенням проміжних продуктів і тим самим спрямовує процес по новому реакційному шляху.

При гомогенному каталізі каталізатор утворює реакційно здатні продукти, наприклад в загальному вигляді: $A + B \xrightleftharpoons{K} AB$





Складніший механізм гетерогенного каталізу. В ході гетерогенних реакцій виділяють три основні стадії:

- підведення реагуючої речовини до поверхні розділу фаз;
- хімічна реакція на поверхні розділу фаз;
- відведення продукту реакції від поверхні розділу фаз.

Стадія, визначальна швидкість протікання реакції називається лімітуючою, тобто перебігає повільніше за інші. Якщо найбільш поволі йде хімічна реакція, то процес протікає в кінетичній області, в цьому випадку необхідно усилити ті чинники (концентрацію початкових речовин, температуру, вживання каталізатора і т.п.), які впливають особливо на швидкість реакції.

Якщо загальну швидкість процесу лімітує підведення реагентів або відведення продуктів, то це значить, що процес відбувається в дифузійній області. Отже, необхідно усилити ті чинники, які сприяють збільшенню швидкості дифузії (перемішування, підвищення температури і концентрації, перехід системи з багатофазної в однофазну).

Дуже велику роль грає каталізатор в біологічних системах. Каталізатори, називаються в цьому випадку ферментами і є простими або складними білками.

Відомі також ряд складніших реакцій, таких як горіння, вибух, окислення вуглеводнів і полімеризація, що мають назву ланцюгових. Вони лімітуються вільними радикалами, за рахунок яких відбувається перетворення неактивних молекул в активні.

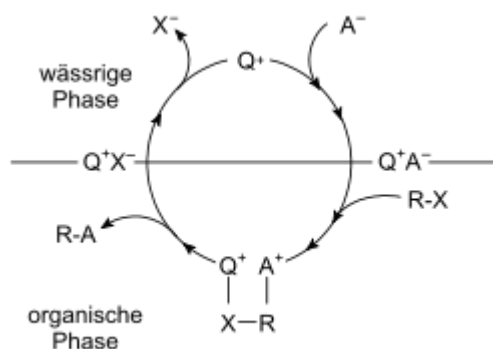
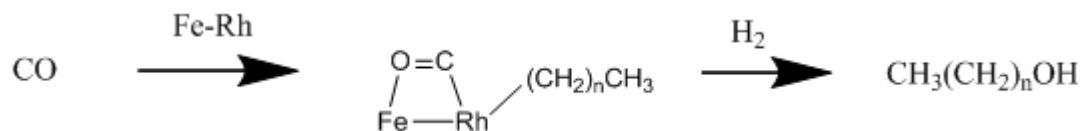


Рисунок 4 – Процес каталізу на поверхні Q між водною та органічною фазами

Легкість відділення газової або рідкої реакційної суміші від твердого каталізатору послугувала причиною широкого використання гетерогенного каталізу. Більшість нині існуючих промислових процесів — реакції між газоподібними реагентами за участі твердих каталізаторів.

Одним з прикладів гетерогенного каталізу є гідрування монооксиду вуглецю на поверхні залізо–родієвого каталізатору:



Процес каталізу на поверхні твердого каталізатору відбувається в кілька елементарних стадій:

1. дифузія реагентів з потоку речовин до поверхні каталізатору;
2. хемосорбція у порах поверхні;
3. перегрупування атомів з утворенням поверхневих комплексів;
4. десорбція продуктів з поверхні;
5. дифузія від поверхні до потоку речовин.