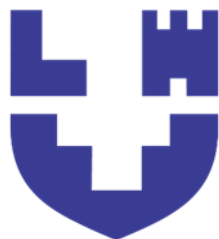


**Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет**



ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Конспект лекцій
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
освітньої програми «Харчові технології»
галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво
спеціальності G 13 Харчові технології
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2025

УДК 54(07)

З 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ

Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,
протокол № ___ від «__» _____ 2025 року.

Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ,
протокол № ___ від «__» _____ 2025 року.

Завідувач кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударев

Укладач: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Рецензент: _____ І.А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударев, д.т.н., професор, завідувач кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

З-46

Загальна та неорганічна хімія (частина 1) [Текст]: конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Харчові технології» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання. / уклад. В.Я. Шемет – Луцьк: ЛНТУ, 2025. – 72 с.

Видання містить лекційний матеріал з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» та розроблене для аудиторної і самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни.

Призначене для студентів спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання.

© Шемет В.Я. 2025

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
Лекція 1. Вступ. Основні поняття і закони хімії.	5
Лекція 2. Електронна будова атома. Періодичний закон і періодична система елементів.	15
Лекція 3. Хімічний зв'язок.	24
Лекція 4. Основні класи неорганічних сполук. Координаційні сполуки.	33
Лекція 5. Хімічна кінетика та рівновага.	42
Лекція 6. Дисперсні системи. Властивості розчинів.	48
Лекція 7. Розчини електролітів.	56
Лекція 8. Окисно-відновні процеси.	62
РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ	68
ДОДАТКИ	69

ПЕРЕДМОВА

Загальна та неорганічна хімія відіграє важливу роль у підготовці студентів вищих навчальних закладів як фундаментальна хімічна дисципліна, що має певне фахове спрямування.

Курс «Загальна та неорганічна хімія» є основою вивчення загальнонаукових і спеціальних дисциплін за спеціальністю «Харчові технології», складає основу теоретичної підготовки студентів, відіграє роль фундаментальної природничої бази, без засвоєння якої неможлива успішна діяльність сучасного спеціаліста.

Предметом навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є: вивчення найпростіших й разом з тим найбільш загальних закономірностей явищ природи, властивостей і будови матерії та законів її руху, хімічних явищ в біологічних об'єктах, а також дослідження фундаментальних процесів, що складають основу живої природи.

Основною метою вивчення курсу «Загальна та неорганічна хімія» є формування у студентів уявлень про загальні закономірності хімічних явищ і хімічної точки зору, ознайомлення з будовою неорганічних сполук, встановлення зв'язку їх будови з властивостями та реакційною здатністю, засвоєння основних методів та прийомів проведення хімічного експерименту, вивчення властивостей речовин, а також хімічних явищ. Отже, включення дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» у навчальний план студентів, які навчаються за спеціальністю G 13 Харчові технології дозволить нашим студентам підвищити свій рівень професійної майстерності та виділитися на ринку праці.

У виданні наведено конспект восьми лекцій за основними темами курсу «Загальна та неорганічна хімія», в якому передбачено 24 лекційних годин (змістового модуля 1). Він призначений для підготовки до лабораторних занять, модульних контрольних робіт та екзамену.

Студенти спеціальності G 13 Харчові технології вивчають дисципліну «Загальна та неорганічна хімія» протягом I семестру I курсу бакалаврату, в кінці семестру – екзамен.

Лекція 1. Вступ. Основні поняття і закони хімії

План

1. Вступ. Предмет хімії.
2. Основні поняття хімії
3. Основні закони хімії.

1. Вступ. Предмет хімії

Хімія – це одна з природничих наук, яка вивчає склад і будову речовин, залежність властивостей речовини від її складу і будови, умови і способи перетворення одних речовин в інші.

Предмет хімії – хімічні елементи та їхні сполуки, а також закономірності перебігу різноманітних хімічних реакцій. Хімічні реакції – це процеси утворення з простих за складом речовин більш складних, перехід одних складних речовин у інші, розкладання складних речовин на простіші за складом.

Майбутній розвиток техніки можуть забезпечувати лише нові технології, виробництво нових матеріалів, їх обробка, математичне моделювання хімічних та фізико-хімічних процесів атомно-молекулярного рівня, керування цими перетвореннями. Міждисциплінарне вивчення цих процесів для ґрунтовної спеціалізації – формула підготовки сучасного спеціаліста. Отже, у технічних вузах необхідне поглиблене вивчення хімії. Студент має ґрунтовно проникати в таємниці процесів і глибоко розуміти їх. Це дасть йому можливість у майбутньому вирішувати складні питання технології на науковій основі. Знання з хімії повинні базуватись на експериментальних фактах, теоретичних висновках та основних законах природи.

Хімічні перетворення речовин супроводжуються зникненням одних речовин і появою інших. Так, внаслідок горіння червоного фосфору на повітрі утворюється оксид фосфору P_2O_5 , який виділяється у вигляді білого диму, а фосфор, як речовина, зникає.

Хімічні процеси можливі і без зміни якісного складу речовин. Наприклад, при помірному нагріванні червоний фосфор перетворюється на білий, властивості якого різко відрізняються від вихідної речовини. При цьому якісний склад залишається тим же (атоми фосфору), але структура молекул стала іншою: полімерна структура перебудовується у молекулярну з тетраедрами P_4 у вершинах кристалічної ґратки.

Хімія не тільки вивчає речовини, їхні властивості, будову та перетворення, а й відіграє винятково важливу роль у виробничій діяльності людини. Так, піддаючи хімічній переробці вихідну сировину (дерево, руду, нафту тощо), дістають необхідні матеріали: метали, скло, кераміку, пластичні маси, штучні волокна, каучуки, барвники, ліки, мінеральні добрива.

Головні завдання хімії в наш час полягають у пошуку та добуванні нових речовин із заданими властивостями, без яких неможливий науково-технічний прогрес. Добування таких матеріалів і пошук шляхів управління їхніми властивостями є рушійною силою хімічної науки при встановленні нових шляхів її розвитку.

Значення хімії для сучасного народного господарства та екології

На сучасному етапі розвитку народного господарства важко назвати сферу діяльності людини, де б не застосовувались хімічні речовини або хімічні процеси. Природну сировину: руду, нафту, кам'яне вугілля, торф, деревину, неорганічні мінерали тощо переробляють методами хімічної технології і одержують необхідну хімічну продукцію надзвичайно широкого асортименту.

Звичайно, значення хімії не обмежується випуском хімічної продукції. Відбувається процес хімізації народного господарства. Це могутній засіб інтенсифікації сфери матеріального виробництва, це продуктивні сили сучасного і майбутнього виробництва, економія людської праці.

Розвиток хімічної промисловості забезпечує розвиток інших галузей народного господарства, таких як металургія, електроніка, автоматика, обчислювальна техніка і т.д. Найважливіші досягнення науково-технічного прогресу: використання атомної енергії, обчислювальної техніки, запуск штучних супутників Землі й космічних кораблів – стали можливими завдяки розвитку передусім хімічних наук. Хімічними методами здійснено отримання висококалорійного палива, яке йде на потреби ракетної техніки; розділення ізотопів, які забезпечують роботу атомних реакторів. Нові конструкційні матеріали дають можливість розробляти міцні конструкції космічних систем. Без хімії неможливо уявити собі розвиток технології взагалі. Тільки впровадження плазмохімії у виробництво докорінно змінює його і дає колосальний економічний ефект. Останнім часом все ширше впроваджуються різноманітні каталізatori, мембранні технології та сенсори, що дають можливість керувати хімічними процесами на молекулярному рівні.

Характерною рисою сучасного розвитку науки, в тому числі й хімії, є процес інтеграції науки з виробництвом. Наприклад, сільське господарство одержує від хімічної промисловості величезну кількість мінеральних добрив, гербіцидів для знищення бур'янів, інсектицидів для знищення шкідників, стимуляторів росту рослин, антикорозійних засобів тощо.

Значення хімії зросло у справі розв'язання глобальної проблеми – охорони навколишнього середовища та раціонального використання природних ресурсів. Інтенсивна хімізація народного господарства веде до впровадження все нових речовин, нових хімічних процесів і матеріалів. Проте якщо застосовувати їх без наукових обґрунтувань, то це негативно впливає на стан навколишнього середовища (нітрати, гербіциди). Крім того, поява нових

речовин, їх безконтрольний викид у повітря, воду і ґрунти впливає на рівновагу в природі і стан навколосезонного захисного озонного шару.

Весь комплекс досліджень і сучасних екологічних досягнень показує, що лише хімія може успішно вирішувати питання охорони навколишнього середовища. З цієї точки зору перед хіміками постає завдання розробки безвикидних технологій, комплексної переробки сировини, будівництва споруд очищення від шкідливих речовин, переробки радіоактивних відходів та ін. Отже, всі сфери народного господарства пронизані здобутками хімічних наук.

Роль хімії у справі підготовки інженерних кадрів

Знання з хімії конче необхідні для плідної творчої роботи інженера будь-якої спеціальності. Сучасний інженер має справу зі складними фізико-хімічними процесами та різними конструкційними матеріалами, властивості яких він повинен добре знати.

Майбутній розвиток техніки можуть забезпечувати лише нові технології, виробництво нових матеріалів, їх обробка, математичне моделювання хімічних та фізико-хімічних процесів атомно-молекулярного рівня, керування цими перетвореннями. Міждисциплінарне вивчення цих процесів для ґрунтовної спеціалізації – формула підготовки сучасного спеціаліста. Отже, у технічних вузах необхідне поглиблене вивчення хімії. Студент має ґрунтовно проникати в таємниці процесів і глибоко розуміти їх. Це дасть йому можливість у майбутньому вирішувати складні питання технології на науковій основі. Знання з хімії повинні базуватись на експериментальних фактах, теоретичних висновках та основних законах природи.

Прогнози на ХХІ ст. щодо екологічних проблем та збереження навколишнього середовища й охорони природних ресурсів носять глобальний характер, визначаючи в кінцевому підсумку перспективи існування людства.

Щорічно сучасна промисловість і транспорт викидають у водний та повітряний басейни сотні мільйонів тонн шкідливих речовин, які згубно впливають на навколишнє середовище.

Зрозуміло, що хімія може й повинна озброїти молодих спеціалістів знаннями з хімічних основ екології, необхідними у сфері діяльності щодо збереження навколишнього середовища та впровадження безвикидних технологій.

Отже, хімічна підготовка сучасного спеціаліста полягає в розумінні процесів, властивостей речовин та матеріалів як основи для ґрунтового творчого мислення, яке спонукатиме до розв'язання новітніх проблем виробництва та екології.

2. Основні поняття хімії

Основою науки хімії є атомно-молекулярне вчення, періодичний закон, закон Авогадро, теорія будови речовини Бутлерова, закон еквівалентів, закон збереження матерії.

Об'єкт вивчення – хімічні елементи та їх сполуки.

Хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра. *Прості речовини* утворені з атомів одного елемента. *Складні речовини* утворені з атомів різних елементів.

Багато хімічних елементів утворюють кілька простих речовин, що відрізняються властивостями.

Алотропія – це явище існування хімічного елемента у вигляді кількох речовин, що відрізняються властивостями. Речовини, що утворюються, називаються алотропними видозмінами або модифікаціями.

Явище алотропії обумовлене двома причинами:

- різним числом атомів у молекулі;
- утворенням різних кристалічних форм.

<i>Елемент</i>	<i>Алотропні модифікації</i>
<i>O</i>	кисень O_2 , озон O_3
<i>C</i>	графіт, алмаз, карбін

У основі атомно-молекулярного вчення, яке вперше розвинув і застосував Ломоносов, лежить принцип дискретності: будя яка речовина не є чимось суцільним, а складається з дуже маленьких частинок – атомів чи молекул.

Молекула – найдрібніша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості і здатна до самостійного існування.

Атом – найдрібніша частинка хімічного елемента, що зберігає його хімічні властивості.

Атоми і молекули – дуже крихітні частинки, їх маси дуже малі. Наприклад, маса атома Гідрогену $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг. У хімії використовують відносні значення атомних мас. У 1961р. за одиницю атомної маси прийнято атомну одиницю маси (а.о.м.), що являє собою 1/12 частину маси атома ізотопу Карбону $^{12}_6C$.

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{1}{12} m_0(^{12}C) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Відносна атомна маса хімічного елемента A_r показує, у скільки разів маса даного елемента більша за 1/12 маси атома Карбону ^{12}C :

$$A_r = \frac{m_0(\text{атома})}{(1/12) m_0(^{12}C)}.$$

Всі відносні атомні маси зведені у періодичній системі, наприклад:

$$A_r(Al) = 27 \text{ а.о.м}$$

Відносна молекулярна маса M_r , чисельно рівна сумі відносних атомних мас всіх атомів, що входять до складу молекули речовини.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 + 16 = 18 \text{ а.о.м}$$

$$M_r = \frac{m_0(\text{молекули})}{(1/12)m_0(^{12}\text{C})}$$

Моль – одиниця кількості речовини.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів) скільки атомів міститься в 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Стала Авогадро: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Це кількість атомів, молекул чи іонів у одному молі речовини. Наприклад,

1 моль Карбону містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів C^{12} .

1 моль води містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O .

Маса одного моля частинок, виражена в грамах – молярна маса – M (г/моль).

Кількість речовини в молях визначається за формулою:

$$\nu = \frac{m}{M},$$

де ν – кількість речовини, моль;

m – маса речовини, г;

M – молярна маса, г/моль.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ а.о.м}, \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

Молярний об'єм – об'єм 1 моля речовини у газоподібному стані, V_M (л/моль).

Еквівалент речовини – це така кількість речовини, яка в хімічних реакціях сполучається з 1 молем атомів Гідрогену, або заміщає таку його кількість. Маса одного моля еквівалентів речовини – молярна маса еквівалента (еквівалентна маса) – M_E (г/моль екв).

V_E^0 (л/моль екв) – еквівалентний об'єм – це об'єм, який займає за нормальних умов 1 моль еквівалентів газоподібної речовини (табл. 1.1).

Таблиця 1.1

Еквівалентні маси та еквівалентні об'єми деяких речовин

Речовина	M , г/моль	V_M^0 , л/моль	M_E , г/моль екв	V_E^0 , л/моль екв
H_2	2	22,4	1	11,2
O_2	32	22,4	8	5,6
Cl_2	71	22,4	35,5	11,2

2.1. Визначення молярних мас еквівалентів (еквівалентних мас)

1) Проста речовина

$$M_{E(\text{ел.})} = \frac{M_A}{B} \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ}),$$

де M_A – молярна маса атома,

B – валентність.

Наприклад:

$$M_E(\text{Al}) = \frac{M_A}{B} = \frac{27}{3} = 9 \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ})$$

$$M_E(\text{O}) = \frac{M_A}{B} = \frac{16}{2} = 8 \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ}).$$

2) Оксид E_xO_y

$$M_{E(\text{оксиду})} = \frac{M_{(\text{оксиду})}}{B_{\text{ел}} n} \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ}),$$

де $M_{(\text{оксиду})}$ – молярна маса оксиду, Г/МОЛЬ;

$B_{\text{ел}}$ – валентність елемента, який утворює оксид;

n – кількість атомів цього елемента.

Або:

$$M_E(\text{окс.}) = M_E(\text{ел-та}) + M_E(\text{O}) = M_E(\text{ел-та}) + 8$$

Наприклад:

$$M_E(\text{N}_2\text{O}_5) = \frac{14 \cdot 2 + 16 \cdot 5}{5 \cdot 2} = \frac{108}{10} = 10,8 \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ})$$

3) Кислота H_xEO_y

$$M_{E(\text{кислоти})} = \frac{M_{(\text{кислоти})}}{\text{основність}} \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ}),$$

де основність – число атомів Гідрогену, що беруть участь у реакції;

$M_{(\text{кислоти})}$ – молярна маса кислоти, Г/МОЛЬ.

Або:

$$M_E(\text{к-ти}) = M_E(\text{H}) + M_E(\text{кисл.зал.}) = 1 + M_E(\text{кисл.зал.}).$$

Наприклад:

$$M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ})$$

4) Основа $E(\text{OH})_x$

$$M_{E(\text{основи})} = \frac{M_{(\text{основи})}}{\text{кислотність}} \quad (\text{Г/МОЛЬ ЕКВ}),$$

де кислотність – число груп OH^- , що беруть участь у реакції;

$M_{(\text{основи})}$ – молярна маса основи, Г/МОЛЬ.

Або:

$$M_E(\text{осн.}) = M_E(\text{металу}) + M_E(\text{OH}) = M_E(\text{металу}) + 17$$

Наприклад:

$$M_E(\text{NaOH}) = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ (Г/МОЛЬ ЕКВ)}.$$

5) Сіль

$$M_{E(\text{солі})} = \frac{M_{(\text{солі})}}{B_{\text{металу}} \cdot n} \text{ (Г/МОЛЬ ЕКВ)};$$

або:

$$M_E(\text{солі}) = M_E(\text{металу}) + M_E(\text{кисл.зал.}),$$

де $B_{\text{металу}}$ – валентність металу,

n – кількість атомів металу,

$M_{(\text{солі})}$ – молярна маса солі, г/моль.

Наприклад:

$$M_E(\text{FeCl}_2) = \frac{56 + 71}{2} = \frac{127}{2} = 63,5 \text{ (Г/МОЛЬ ЕКВ)}.$$

3. Основні закони хімії

Закон збереження маси

Один із фундаментальних і загальних законів природи – закон збереження маси – встановили і експериментально підтвердили вчені М.В.Ломоносов і А.Л. Лавуазьє.

Закон збереження маси (Ломоносов 1748р., Лавуазьє 1789р.): маса речовин, що вступають у хімічну реакцію дорівнює масі речовин, що утворились внаслідок реакцій.

$$m_{\text{вих. реч.}} = m_{\text{прод. реакції}}$$

Наприклад: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

$$56\text{г} + 32\text{г} = 88\text{г}.$$

М.В. Ломоносов вважав, що закон збереження маси речовин є частиною загального закону природи і може бути поширений на інші форми руху матерії. У 1748 році М.В. Ломоносов висловив гіпотезу, згідно з якою зміни в природі відбуваються так, що коли до чогось дещо додалось, то стільки ж дечого віднімається у іншому місці. Ця гіпотеза була розвинена лише в ХІХ ст. після відкриття другої частини загального закону природи – закону збереження енергії.

На початку ХХ ст. А.Енштейн пропонує принцип еквівалентності маси і енергії, згідно з яким зміна маси речовини відповідає певній кількості енергії:

$$E = m \cdot c^2,$$

де c – швидкість світла у вакуумі ($c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ м/с}$).

Оскільки швидкість світла велика, то незначні зміни маси повинні зумовлювати велике виділення енергії і, навпаки, відносно невеликі

енергетичні ефекти хімічних реакцій не можуть привести до помітної зміни мас речовин, що реагують.

Закон еквівалентів

Вже перші кількісні дослідження хімічних перетворень показали, що речовини реагують між собою тільки в певних масових співвідношеннях.

Закон еквівалентів (Ріхтер, 1803 р.): *хімічні елементи і речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях, а маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам):*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E1}}{M_{E2}}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{E1}}{V_{E2}}; \quad \frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{E1}}{V_{E2}}.$$

Число моль еквівалентів для всіх речовин, що беруть участь у реакції однакове.

Для реакції $A + B = C$ $\nu_{E(A)} = \nu_{E(B)} = \nu_{E(C)}$

$$\nu_E = \frac{m}{M_E},$$

де ν_E – число моль еквівалентів.

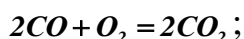
Закон сталості складу

Відповідно до закону еквівалентів співвідношення елементів у складній речовині повинно бути постійним і не залежати від зовнішніх умов.

Закон сталості складу (Пруст, 1808р.): *всяка речовина має сталий склад незалежно від способу її одержання і місця знаходження в природі.*

Наприклад, диоксид Карбону CO_2 містить Карбону – 27,27 %, Оксигену – 72,73 %:

Реакції одержання CO_2 : $C + O_2 = CO_2$;



У всіх випадках CO_2 буде мати зазначений склад, незалежно від способу його одержання.

Розвиток хімії показав, що поряд з сполуками сталого складу існують сполуки змінного складу. Перші були названі дальтонідами (на честь англійського хіміка і фізика Дальтона), другі – бертолідами (на честь французького, хіміка Бертолле, що передбачив ці сполуки).

Дальтоніди – сполуки, які мають сталий склад і цілочислове атомне співвідношення компонентів (HCl , H_2O).

Бертоліди – речовини, склад яких може змінюватись в певному інтервалі, а стехіометричне співвідношення компонентів не відповідає цілим числам.

Наприклад, нітрид цирконію існує при таких співвідношеннях компонентів: ZrN , $ZrN_{0,59}$, $ZrN_{0,69}$, $ZrN_{0,74}$, $ZrN_{0,89}$.

Закон парціальних тисків

Закон парціальних тисків (Дальтон): тиск суміші газів, що хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків газів, що складають суміш.

Парціальним тиском газу у суміші називають такий тиск, який створював би цей газ, якби він один займав при такій самій температурі весь об'єм, що його займає суміш газів.

$$P_{\text{заг}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n,$$

де $P_{\text{заг}}$ – тиск суміші газів;

$P_1, P_2, P_3, \dots, P_n$ – парціальні тиски компонентів газової суміші.

Закон Авогадро

Закон Авогадро (1811р.): в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (P, T) міститься однакова кількість молекул. Тому:

1) один моль будь-якої газоподібної речовини за однакових умов займає однаковий об'єм;

2) за нормальних умов **1 моль** будь-якого газу займає об'єм V_M^0 , що дорівнює **22,4 л**.

Нормальні умови (н.у.): $T = 273 \text{ К} (0^\circ \text{C})$.

$$P = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм.рт.ст} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$$

$$V_M^0 = 22,4 \text{ л/моль.}$$

На основі закону Авогадро здійснюють різні розрахунки: обчислюють об'єми, маси, густини газів за н.у., молярні маси газів, а також кількість газоподібної речовини:

$$\nu = \frac{V^0}{V_M^0},$$

де ν – кількість речовини, моль;

V^0 – об'єм газу, за н. у., л;

V_M^0 – молярний об'єм газу, л/моль.

При однакових тиску і температурі маси однакових об'ємів двох газів відносяться, як їх молярні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m – маса газу,

M – молярна маса газу.

Таке відношення мас однакових об'ємів газів називається відносною густиною першого газу за другим:

$$\frac{m_1}{m_2} = D_{1/2} \quad \text{або:} \quad \frac{M_1}{M_2} = D_{1/2}, \quad \text{а} \quad M_1 = D_{1/2} \cdot M_2.$$

Наприклад, знаючи густину невідомого газу за воднем або за повітрям, можна знайти молярну масу цього газу M_x :

$$M_x = D_{x/H_2} \cdot M_{H_2}; \quad M_{H_2} = 2 \text{ г / моль}; \quad M_x = 2D_{x/H_2}$$

$$M_x = D_{x/пов} \cdot M_{пов}; \quad M_{пов} = 29 \text{ г / моль}; \quad M_x = 29D_{x/пов}$$

Об'єм газу, виміряний за умов, які відрізняються від нормальних, можна привести до н.у., скориставшись рівнянням, що об'єднує газові закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака.

Об'єднане рівняння стану газу:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P^0 \cdot V^0}{T^0},$$

де P^0, V^0, T^0 – тиск, об'єм, температура за н.у.

Для 1 моля газу $V_M^0 = 22,4 \text{ л / моль}$, $T^0 = 273 \text{ К}$, $P^0 = 1 \text{ атм}$, або 760 мм.рт.ст. , або $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Тому права сторона рівняння – величина постійна:

$$\frac{P^0 \cdot V_M^0}{T^0} = R,$$

де R – універсальна газова стала; залежно від розмірності P^0, V^0 вона має значення:

$$R = 62,4 \text{ (мм.рт.ст.} \cdot \text{л) / (моль} \cdot \text{К)};$$

$$R = 0,082 \text{ (атм.} \cdot \text{л) / (моль} \cdot \text{К)};$$

$$R = 8,314 \text{ (кПа} \cdot \text{л) / (моль} \cdot \text{К)};$$

$$R = 8,314 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)}.$$

Для 1 моля газу:

$$\frac{PV}{T} = R; \quad PV = RT,$$

$$\text{а для } \nu \text{ моль } PV = \nu \cdot RT; \quad \nu = \frac{m}{M};$$

$$\text{Рівняння Менделєєва-Клапейрона} - PV = \frac{m}{M} RT.$$

Лекція 2. Електронна будова атома. Періодичний закон і періодична система.

1. Перші моделі будови атома;
2. Хвильові властивості електрона;
3. Електронна будова атома та стан електронів у атомі;
4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.

1. Перші моделі будови атома.

Сучасне вчення про будову атомів стало розвиватися після відкриття і вивчення властивостей електрона та явища радіоактивності. Було встановлено, що електрон має негативний заряд $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл, який є найменшим елементарним зарядом і тому прийнятий за відносну одиницю (-1). Маса електрона ($9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) становить 1/1837 маси атома Гідрогену.

Першою моделлю будови атома була **модель Томсона (Джозеф Томсон, 1903р.)**

Атом уявляв у вигляді суцільної позитивно зарядженої сфери, в якій розміщені незначні за розмірами електрони. Електрони в атомі розташовані пошарово і хімічні властивості елементів визначаються лише зовнішнім шаром електронів. Модель була здатна пояснити лише деякі властивості атома (випромінювання, розсіювання, поглинання світла).

Першу наукову теорію будови атомів запропонував у **1911 р. англійський вчений Е. Резерфорд (планетарна модель)** (1871-1937), який вивчав походження α -променів (спрямований потік ядер гелію ${}^4_2\text{He}^{2+}$) крізь металічні пластинки з олова або золота. Було зроблено висновок, що практично вся маса атома зосереджена в дуже малому об'ємі, названому ядром, а основний об'єм атома заповнений легкими частинками – електронами. Ядро має позитивний заряд, його радіус становить $10^{-5} \dots 10^{-4}$ радіуса атома. Рух електрона навколо ядра уявлявся аналогічним руху планет навколо Сонця, незважаючи на величезну різницю у розмірах цих систем. Тому запропоновану модель будови атома назвали *планетарною*. Уявлення Резерфорда про ядро і електронну оболонку атома – важливий внесок у розвиток науки.

Однак запропонована Е.Резерфордом модель атома не конкретизувала форми і положення у просторі орбіт, якими рухаються електрони; деякі її положення суперечили висновкам класичної електродинаміки. Теорія Е. Резерфорда також не могла пояснити, чому світло, що випромінюється збудженими атомами, має не суцільний, а лінійчатий спектр; чому електрон, який рухаючись постійно втрачає енергію і не падає на ядро?

Подальшого розвитку теорія будови електронної оболонки набула в працях датського **вченого Н. Бора** (1885-1962). Більш відома нам ця теорія під назвою **постулатів Бора (1913р.)** Під час розробки теорії Н.Бор використав висунуте

німецьким вченим М.Планком (1858-1947) положення про те, що енергія випромінюється не суцільним потоком, а певними порціями (квантами). Енергія кванта залежить від частоти коливань ν :

$$E = h \cdot \nu,$$

де h – стала Планка, яка дорівнює $6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с, а ν змінюється в широких межах, в залежності від чого змінюється енергія випромінювання.

Н. Бор висловив думку, що кванти випромінюються атомом, коли електрони переходять з однієї орбіти на іншу. Щоб пояснити випромінювання атомами квантів з певною енергією, що відповідають утворенню відповідних ліній у спектрі, треба було припустити існування в атомах стаціонарних орбіт з певним запасом енергії. Н. Бор сформулював два постулати (положення), які лягли в основу його теорії будови атома:

1. Електрон в атомі не випромінює енергію, якщо рухається особливими або квантовими орбітами, на яких його момент кількості руху дорівнює $n \cdot \frac{h}{2\pi}$, де n – номер орбіти.

2. Перехід електрона з більш віддаленої на ближчу до ядра нижчу орбіту атома з меншою енергією супроводжується випромінюванням порції енергії, яка дорівнює різниці енергій електрона на цих орбітах: $h\nu = E_2 - E_1$. Для зворотного переходу з нижчої орбіти на вищу треба таку ж кількість енергії затратити.

Теорію Бора не можна було застосувати до багатоелектронних атомів, оскільки вона враховувала лише корпускулярні властивості електрона, тим часом як електрон має властивості не тільки матеріальної частинки, а й хвилі.

2. Хвильові властивості електрона.

Теорія Бора була зручною та наочною, проте її успіхи обмежувались лише атомом Гідрогену. Виявилось, що теорія не враховувала електростатичні сили відштовхування, які діють в багатоелектронних системах. Окрім того, Бор розглядав електрон лише як матеріальну частинку.

Сучасна теорія будови атома ґрунтується на законах *квантової механіки* – науки, яка вивчає рух мікрооб'єктів у силових полях.

У 20-х роках ХХ століття завдяки роботам де Бройля, Шредінгера та Гейзенберга були розроблені основи теорії про корпускулярно-хвильову природу світлового випромінювання.

Французький вчений Луї де Бройль припустив, що двоїста корпускулярно-хвильова природа властива всім матеріальним частинкам, тобто будь-якій частинці з масою m і швидкістю руху ν відповідає хвильовий процес, довжина хвилі якого визначається співвідношенням:

$$\lambda = \frac{h}{mv}.$$

Двоїстість властивостей електрона виявляється в тому, що він з одного боку має властивості частинки (певну масу спокою), а з другого боку його рух можна описати певною амплітудою, довжиною хвилі, частотою коливань.

Отже, електрон одночасно володіє як властивостями матеріальної частинки так і хвилі.

Електрон рухається по всьому об'єму атома і може перебувати в будь-якій частині простору навколо ядра. Не можна говорити про якусь певну траєкторію руху електрона, можна лише судити про той чи інший ступінь ймовірності перебування електрона в даній точці простору. Цю ймовірність визначають за допомогою хвильового рівняння Шредингера:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m_e}{h^2} (E - U) \psi = 0;$$

m_e – маса електрона;

h – стала Планка;

E – повна енергія електрона;

U – потенціальна енергія електрона;

ψ – хвильова функція.

У процесі розв'язання хвильового рівняння знаходять значення хвильової функції ψ (пси) у різних точках навколоядерного простору $\psi(x, y, z)$. Квадрат хвильової функції $|\psi^2|$ є пропорційним ймовірності перебування електрона в даному елементарному об'ємі з координатами x, y, z . Розподіл ймовірностей перебування електрона в навколоядерному просторі зображають у вигляді *електронної хмари*, густина якої на різних ділянках пропорційна ймовірності перебування там електрона.

У 1925 році Гейзенберг запропонував **принцип невизначеності**, згідно з яким не можна одночасно встановити місце положення електрона в просторі і його швидкість або імпульс.

Як модель стану електрона прийнято уявлення про електронну хмару, густина відповідних ділянок якої пропорційна ймовірності перебування там електрона. Максимальна густина відповідає найбільшій ймовірності перебування електрона.

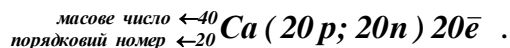
Простір навколо ядра, в якому найбільш ймовірне перебування електрона, називають орбіталлю.

3. Електронна будова атома та стан електронів у атомі.

За сучасними уявленнями *атом* – електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Ядро – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Основні складові ядра – протони і нейтрони.

Отже, *порядковий номер* елемента – визначає величину позитивного заряду ядра, число протонів у ядрі та число електронів у нейтральному атомі. За місцем елемента у періодичній системі легко встановити будову його атома, наприклад:



Загальне число протонів Z і нейтронів N дорівнює масовому числу A , що відповідає атомній масі ізотопу (табл. 2.1).

Таблиця 2.1

Характеристика основних складових частин атома

Назва	Символ	Маса (а.о.м.)	Заряд	Кількість в атомі
1. Ядро				
Протон	1_1p	1	+1	Z
Нейтрон	1_0n	1	0	$N = A - Z$
2. Електронна оболонка				
Електрон	\bar{e}	1/1836	-1	Z

Ізотопи – різновиди атомів одного елемента, які мають однакові заряди ядер, але різні масові числа. Ізотопи відомі для всіх елементів.

Наприклад, ізотопи кальцію: ${}^{40}_{20}\text{Ca} (20p; 20n)$ і ${}^{42}_{20}\text{Ca} (20p; 22n)$.

Атомна маса елемента – це середнє арифметичне значень масових чисел всіх його природних ізотопів з урахуванням їх поширеності.

Ізобари – елементи, які мають однакові масові числа, але різні заряди ядер:



Для характеристики стану електронів у атомі використовують набір чотирьох квантових чисел (кв. ч.). За допомогою трьох квантових чисел: n – головного, l – орбітального (побічного), m – магнітного, значення яких одержується із рівняння Шредингера, можна описати стан електрона при його русі навколо ядра. Четверте – спінове квантове число m_s характеризує рух електрона навколо власної осі.

Головне квантове число n характеризує енергію електрона і визначає енергетичний рівень електрона в атомі.

Набуває значень $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$.

Електрони з однаковим значенням n перебувають на одному енергетичному рівні.

Енергетичний рівень – це сукупність орбіталей з однаковим значенням головного квантового числа n . Відповідні позначення:

Головне квантове число **1 2 3 4 5 6 7**

Енергетичний рівень **K L M N O P Q**

Чим далі від ядра, тим більша енергія енергетичного рівня.

Орбітальне (побічне) квантове число l визначає форму орбіталі і уточнює значення енергії електрона в межах енергетичного рівня. Визначає енергетичний підрівень. Набуває значень від 0 до $(n-1)$. Позначення:

Побічне квантове число l : **0 1 2 3**

Енергетичний підрівень: **s p d f**

Кожному енергетичному рівню з певним значенням n відповідає набір енергетичних підрівнів із значенням l від 0 до $(n-1)$. Наприклад:

$n = 1$ $l = 0$ (s)

$n = 2$ $l = 0$ (s); $l = 1$ (p)

$n = 3$ $l = 0$ (s); $l = 1$ (p); $l = 2$ (d)

$n = 4$ $l = 0$ (s); $l = 1$ (p); $l = 2$ (d); $l = 3$ (f)

Кожному значенню l відповідають орбіталі певної форми. Орбіталь s -підрівня має форму кулі, орбіталі p -підрівня – об'ємної «вісімки», d -підрівень – комбінація «вісімок» або «вісімки» і тора. Електрони, що перебувають у s, p, d, f -станах називають відповідно s, p, d, f -електронами.

Електрони, що знаходяться на одному енергетичному підрівні по різному взаємодіють з магнітним полем атома. Електромагнітні властивості електрона визначає магнітне квантове число.

Магнітне квантове число m_l показує орієнтацію електронної орбіталі у просторі (рис. 2.1). Може набувати значень від $-l$ до $+l$:

$$m_l = -l \dots 0 \dots +l$$

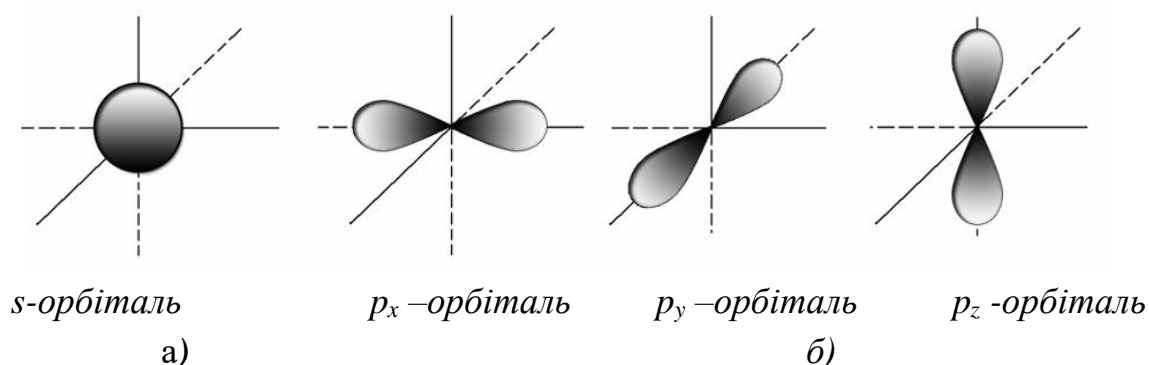


Рис. 2.1. Напрявленість в просторі атомних орбіталей: а – s -орбіталь; б – p -орбіталь.

Сума значень m_l визначає число орбіталей даного виду. Наприклад:

$l = 0(s); m_l = 0$ (одна s - орбіталь)

$l = 1(p); m_l = -1; 0; 1$ (три p - орбіталі)

$l = 2(d); m_l = -2; -1; 0; 1; 2$ (п'ять d - орбіталей)

$l = 3(f); m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3$ (сім f - орбіталей).

Головне, орбітальне і магнітне квантові числа описують атомну електронну орбіталь.

Спінове квантове число m_s – визначає момент кількості руху електрона під час його руху навколо власної осі. Приймає два значення:

$$m_s = -1/2; \quad m_s = +1/2$$

Розподіл електронів на енергетичних рівнях атома відбувається відповідно до таких принципів.

Принцип Паулі

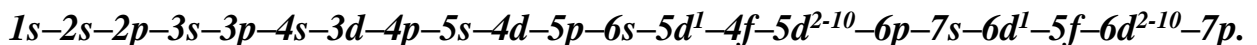
В атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел, тобто на одній орбіталі знаходиться не більше 2-х електронів, які мають протилежні спіни.

Орбіталь з 2-ма електронами, спіни яких протилежні – квантова комірка.

За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. На кожній орбіталі – по $2\bar{e}$, тому на s - підрівні – $2\bar{e}$; на p - підрівні – $6\bar{e}$; на d - підрівні – $10\bar{e}$; на f - підрівні – $14\bar{e}$. Максимальне число електронів на енергетичному рівні $2n^2$, де n – головне квантове число.

Принцип найменшого запасу енергії (правило Клечковського)

Електрони в атомах розміщуються на енергетичних рівнях і підрівнях у порядку зростання їх енергії, починаючи від найменшої, тобто в порядку зростання суми $(n+l)$. Заповнення відбувається в такій послідовності:



Правило Гунда

У межах даного підрівня електрони розміщуються так, щоб модуль суми їх спінових чисел був максимальним. Тому електрони на підрівні займають орбіталі спочатку по одному на орбіталь, а потім – по двоє.

Електронні формули атомів

Будову електронних оболонок атомів відображають за допомогою електронних формул або конфігурацій. Електронна формула – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталах на енергетичних рівнях і підрівнях. Наприклад:

4. Періодична система елементів Д. І. Менделєєва.

Періодичний закон є одним з найважливіших законів природи. Честь відкриття періодичного закону належить великому російському хіміку Д.І. Менделєєву (1869 р.). Сучасне формулювання періодичного закону: *властивості елементів та їх сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер атомів.*

Періодична система є графічним відображенням періодичного закону. Вона складається із семи періодів і восьми груп.

Період – це горизонтальний ряд (чи два ряди), де елементи розміщені в порядку зростання порядкового номера (протонного числа). Період, який складається з одного ряду – малий, з двох рядів (парного і непарного) – великий.

Група – це вертикальний стовпчик, у якому розміщені подібні за властивостями елементи. Група складається з підгруп: головної і побічної. У підгрупах розташовані елементи, що є електронними аналогами. Будова зовнішнього енергетичного рівня їх атомів повторюється.

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється *s*- підрівень називаються *s*- елементами, вони розміщуються в головних підгрупах I-II груп. Електронна формула зовнішнього енергетичного рівня ns^{1-2} .

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється *p*- підрівень називаються *p*- елементами, вони розміщуються в головних підгрупах III-VIII груп. Електронна формула зовнішнього енергетичного рівня ns^2np^{1-6} .

Елементи, в атомах яких останнім заповнюється *d*- підрівень називаються *d*- елементами, вони займають всі побічні підгрупи. Електронна формула $ns^{1-2}(n-1)d^{1-10}$.

f- елементи – лантаноїди, актиноїди, знаходяться у III групі, побічній підгрупі, виділені в окремі ряди у кінці таблиці. Електронна формула: $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$.

Електронна будова зовнішнього енергетичного рівня атома визначає хімічний характер елемента. Елементи, атоми яких мають 1 - 2 електрони на зовнішньому *s*- підрівні проявляють металічні властивості. Таку будову мають *s*- і *d*- елементи.

s- елементи – типові метали (крім *H* і *He*), їх оксиди – основні, а гідрати оксидів – основи. Металічні властивості елементів і основний характер сполук посилюється у групах із збільшенням порядкового номера.

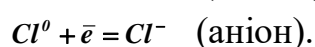
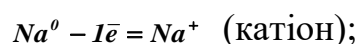
Виняток: оксид і гідроксид берилію мають амфотерні властивості.

d- елементи – перехідні метали. У низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3) їх оксиди і гідроксиди основні, у вищих ступенях окиснення (+5, +6, +7, +8) – оксиди та гідроксиди кислотні. У проміжних ступенях окиснення (+3, +4) оксиди та гідроксиди переважно мають амфотерний характер.

f - елементи – як *d* - елементи.

p - елементи: діагональ **B – At** ділить *p* - елементи на *p* - метали і *p* - неметали. Верхній правий кут-неметали, лівий нижній – *p* - метали. Оксиди і гідрати оксидів *p* - неметалів виключно кислотні, а *p* - металів, як правило, амфотерні. Виняток становить VIII група – інертні газы, через завершеність зовнішнього енергетичного рівня вони не утворюють сполук валентного характеру.

Будова електронних оболонок атомів, на відміну від атомних ядер, може досить легко змінюватися: зовнішній енергетичний рівень може і поповнюватися електронами і втрачати їх. При цьому електронейтральний атом перетворюється у заряджену частинку – іон. Наприклад:



Енергія, яку необхідно затратити для відриву електрона від атома називається *енергією іонізації* (*I*, кДж/моль, еВ/атом). Наступний електрон відірвати від додатньо зарядженого катіона трудніше, тому:

$$I_1 < I_2 < I_3.$$

Приєднання електрона до атома супроводиться виділенням енергії. Енергія, яка виділяється при приєднанні електрона до атома, називається *енергією спорідненості до електрона* (*ε*, кДж/моль).

Електронегативність атома (*E*) – середнє арифметичне значень його енергії іонізації та енергії спорідненості до електрона.

Використовують значення відносних електронегативностей, які перераховані по відношенню до електронегативності літію, фтору чи актинію.

Відносна електронегативність характеризує здатність атома утримувати електрон.

Із збільшенням порядкового номера елемента у *групах* зростає атомний радіус, тому енергія іонізації і енергія спорідненості до електрона зменшуються, отже, зменшується і електронегативність. У *періодах* збільшення порядкового номера (тобто позитивного заряду ядра) при збереженні кількості енергетичних рівнів приводить до зменшення атомних радіусів. Тому по періоду енергія іонізації, спорідненість до електрона та електронегативність зростають.

Така зміна енергетичних характеристик атомів визначає зміну хімічних властивостей елементів. Металічні властивості, які оцінюються здатністю віддавати електрони (відновлююча здатність) посилюються по *групах* і послаблюються по *періодах*. Здатність приєднувати електрони – окисна здатність, властива для неметалів; вона, навпаки, по *групах* зменшується, а в *періодах* – зростає. Чим менша електронегативність атома, тим сильніші металічні властивості проявляє елемент.

Лекція 3. Хімічний зв'язок

1. Причини утворення хімічного зв'язку та його типи.
2. Характеристики хімічного зв'язку;
3. Зв'язок між типом хімічного зв'язку, будовою речовини та її фізичними властивостями.

1. Причини утворення хімічного зв'язку та його типи.

У природі будь-яка матеріальна система спонтанно намагається досягти стану, що характеризується мінімальною потенціальною енергією, тобто **стану максимальної стабільності**.

Зв'язок, що утворюється між атомами однакових або різних елементів для досягнення енергетично стабільного стану **називається хімічним зв'язком**.

За рахунок наявності зарядів протилежного знаку між двома атомами виникають сили притягання (ядро-електрони) і відштовхування (ядро-ядро; електрони-електрони) (рис. 3.1). Зрозуміло, що система буде стійкою, якщо сили притягання переважають над силами відштовхування.



Рис. 3.1. баланс сил притягання та відштовхування під час утворення хімічного зв'язку.

Отже, рушійною силою утворення хімічного зв'язку є прагнення ізольованих атомів до виграшу в енергії, який досягається при їх об'єднанні в систему; стійкість системи забезпечується виникненням області підвищеної густини негативного електричного заряду в між'ядерному просторі.

При утворенні хімічного зв'язку найважливішими є електрони зовнішнього шару, тобто валентні електрони, які утримуються ядром найменш міцно. Саме тому будова електронної конфігурації атомів є визначальним чинником при утворенні хімічного зв'язку. Для пояснення причин утворення зв'язку Льюїс запропонував **правило октету**: **Найбільш стабільними й енергетично вигідними є зовнішні оболонки атомів, які мають електронні**

конфігурації благородних газів, тобто такі, що містять два (у випадку найближчого до ядра енергетичного рівня) або вісім електронів.

Розрізняють п'ять основних типів зв'язку: ковалентний, йонний, металевий, водневий і ван-дер-ваальсовий (рис.3.2).

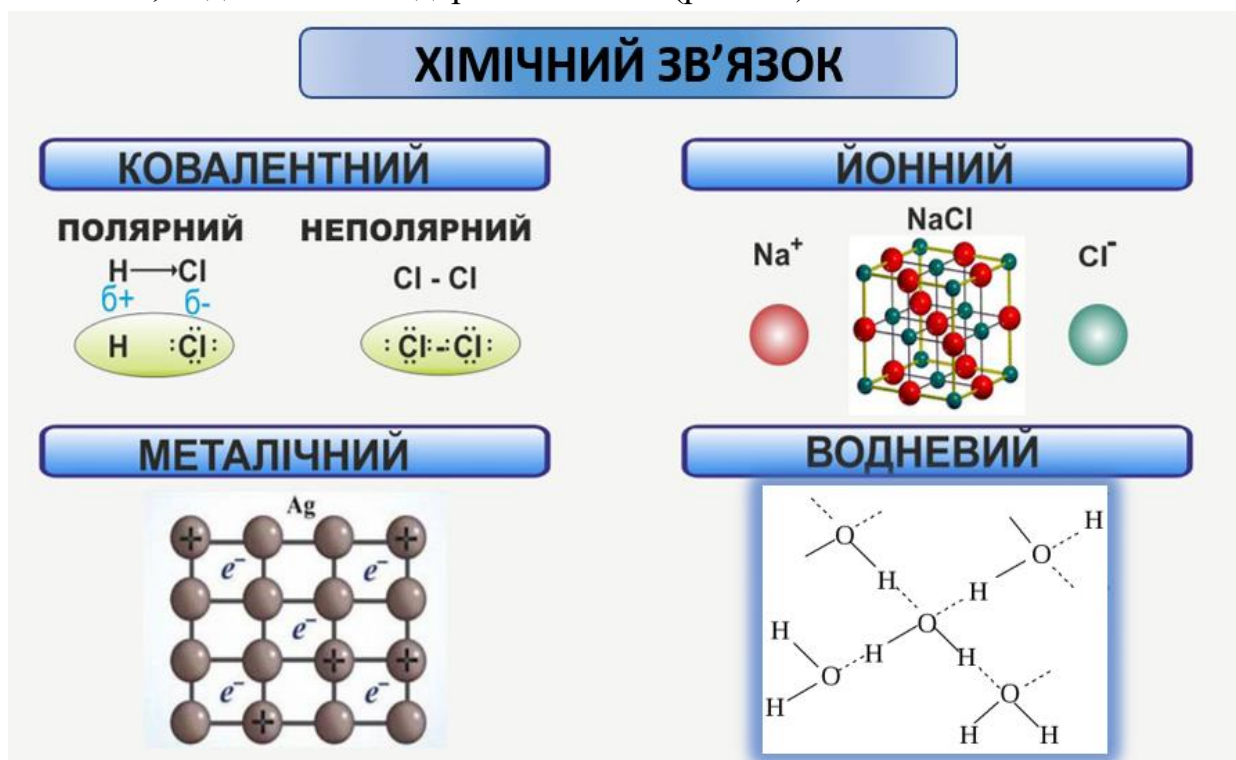


Рис.3.2. Основні типи хімічного зв'язку.

Основним типом внутрішньомолекулярного хімічного зв'язку є **ковалентний**. Це зв'язок, який формується за допомогою спільних електронних пар.

Спільна електронна пара може однаково належати атомам, що взаємодіють між собою або зміщуватись в той чи інший бік, залежно від природи атомів, які взаємодіють між собою. Для оцінки здатності атома елемента відтягувати до себе електронну густину, користуються значенням відносної електронегативності (ЕН). Чим більше значення ЕН атома, тим сильніше він притягує спільні електронні пари. Якщо в сполуці з ковалентним зв'язком спільна електронна пара рівновіддалена від обох атомів, то такий зв'язок називають неполярним. Якщо ж спостерігають несиметричний розподіл електронної густини між атомами з різною ЕН зв'язок стає полярним. З ростом ΔEN ступінь ковалентності зв'язку зменшується і зростає ступінь йонності зв'язку. У крайньому випадку такий зв'язок стає йонним.

Йонний зв'язок – міцний хімічний зв'язок, що утворюється між атомами, які мають суттєву відмінність у значенні електронегативності ($\Delta EN > 1,7$ за Полінгом) в результаті зміщення електронної

густини до найбільш електронегативного атома. Між утвореними йонами виникає значне електростатичне притягання, утворюється йонний зв'язок.

Повного 100% зміщення електронної густини до атома з більшою ЕН не відбувається навіть в найбільш сполуках, з найбільш вираженим йонним характером. Це пояснюють, зокрема, впливом зарядів йонів, що утворилися, на електронні оболонки один одного, тобто їх взаємною поляризацією.

Основними характеристиками йонного зв'язку, на відміну від ковалентного, є ненапрявленість і ненасичуваність. Усі сполуки йонного типу мають високу розчинність в полярних розчинниках (вода, кислоти і т. д.).

Металевий зв'язок. У вузлах кристалічних ґраток металів знаходяться позитивні йони, а в міжвузлях – валентні електрони ("електронний газ", усупільнені електрони), за рахунок яких утримується зв'язок між йонами. Усупільнені електрони здатні легко переміщуватися усередині кристалу. Навіть незначне прикладене збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюють високу тепло- і електропровідність металів.

Ван-дер-ваальсовий зв'язок – це найбільш універсальний вид міжмолекулярної взаємодії. Він відноситься до зв'язку невалентного типу, що виникає без передачі атомами електронів. Міжмолекулярні взаємодії здійснюються за допомогою кулонівських сил взаємодії між електронами і ядрами однієї молекули і ядрами та електронами іншої.

Можна виділити наступні сили, які здійснюють міжмолекулярну взаємодію: орієнтаційні (диполь-дипольна між полярними молекулами), індукційні, або поляризаційні (вплив полярної молекули на неполярну) і дисперсійні (проявляються під час взаємодії частинок за рахунок виникнення миттєвих мікродиполів, індукованих рухом електронів і коливанням ядер). Міжмолекулярна взаємодія не належить до хімічних зв'язків валентного типу. Вона зумовлює тільки зміну агрегатного стану, тобто перетворення речовини із газоподібного стану в рідкий та твердий і навпаки.

Водневий зв'язок (Н-зв'язок) є важливим типом міжмолекулярної взаємодії. Цей зв'язок виникає між молекулами, в яких атом Гідрогену зв'язаний з атомами, що мають високе значення електронегативності та порівняно невеликий радіус (F, O, N). Між такими молекулами виникають додаткові хімічні зв'язки невалентного типу, що називаються водневими.

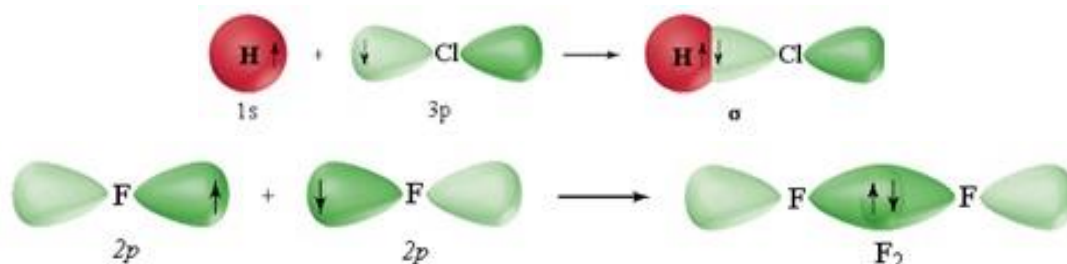
Утримуються такі зв'язки за рахунок сил електростатичного притягання. Чим більшою є ЕН елемента-партнера і меншим його розмір, тим міцнішим є утворений водневий зв'язок. Н-зв'язок є значно слабшим за ковалентний і тому легко руйнується.

2. Характеристики хімічного зв'язку.

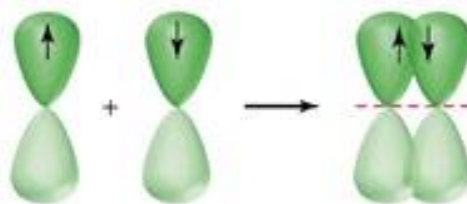
Хімічний зв'язок в молекулах зумовлений перекриванням валентних орбіталей взаємодіючих атомів і супроводжується зменшенням повної енергії системи. В залежності від способу перекривання і симетрії орбіталі, що утворюється, розрізняють σ -, π - і δ -зв'язки.

σ -Зв'язок (сигма-зв'язок) утворюється в результаті перекривання електронних орбіталей уздовж лінії, що з'єднує центри атомів. У випадку σ -зв'язку відбувається максимальне перекривання орбіталей і тому, саме σ -зв'язок відповідає за геометрію молекули.

Між двома атомами можливий тільки один σ -зв'язок:



π -Зв'язок (пі-зв'язок) виникає в результаті перекривання атомних орбіталей вздовж ліній, перпендикулярних тій, що з'єднує центри атомів (тобто ділянка перекривання знаходиться над і під лінією, що з'єднує центри атомів):

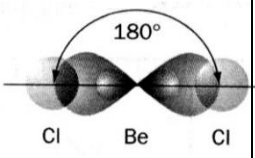
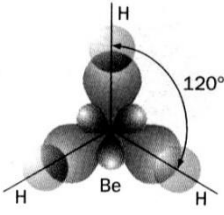
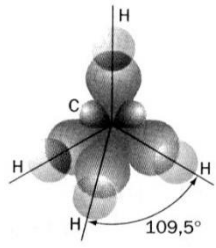


В результаті додаткового перекривання атомних орбіталей за рахунок π -зв'язку між атомами виникають кратні зв'язки: одинарний (F – F); подвійний (O=O); потрійний (N≡N).

Гібридизація – процес перебудови (вирівнювання) різних за формою і енергією валентних атомних орбіталей під час утворення зв'язків в молекулі. **Гібридні орбіталі** (ГО) мають однакову форму і енергію. В порівнянні з орбіталями хімічно незв'язаного атома вони є більш витягнутими у напрямі утворення хімічних зв'язків, що сприяє кращому перекриванню електронних орбіталей і утворенню міцнішого зв'язку.

Розрізняють: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d і sp^3d^2 гібридні орбіталі, де літери s , p і d показують вид гібридизованих орбіталей, а верхній індекс – число орбіталей даного виду(табл. 3.1).

Основні типи гібридизації

Структура			
Сполука	BeCl ₂	BH ₃	CH ₄
Число електронних пар	2	3	4
Тип гібридизації	sp	sp ²	sp ³
Просторова конфігурація	лінійна	кутово-площинна	просторова

Під час sp-гібридизації гібридується одна s- і одна p-орбіталь з утворенням двох гібридних орбіталей. sp-Орбіталь здатна до більш глибокого перекриття, утворює більш вигідний у енергетичному відношенні зв'язок. Валентний кут дорівнює 180°. Просторова конфігурація - лінійна.

В результаті sp²-гібридизації гібридується одна s- і дві p-орбіталі, розміщені в одній площині з валентним кутом 120°. Просторова конфігурація – кутово-площинна.

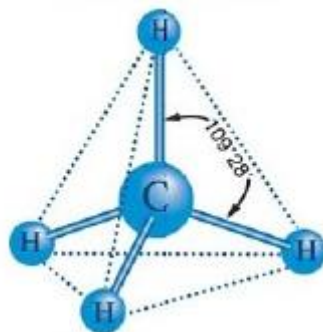
Під час sp³-гібридизації гібридується одна s- і три p-орбіталі, найбільш симетричною є тетраедрична конфігурація гібридних орбіталей з валентним кутом 109°28'.

Гібридизація підвищує міцність зв'язку. Наприклад, в результаті sp³-гібридизації – у два рази більше відносно s-s зв'язку.

Хімічний ковалентний зв'язок характеризується довжиною, валентним кутом і енергією.

Довжина зв'язку – відстань між ядрами атомів, що утворюють сполуку. Довжини зв'язків зазвичай знаходяться в межах від 0,1 до 0,27 нм (H₂ – 0,075; N₂ – 0,110; O₂ – 0,121, I₂ – 0,267). Зміна довжин зв'язків в схожих сполуках пов'язана зі зміною ефективних радіусів елементів, що входять в ці сполуки, наприклад, для HF, HCl, HBr і HI довжини зв'язків змінюються відповідно: 0,100; 0,127; 0,141; 0,162 нм.

Валентний кут – кут між уявними лініями, що з'єднують центри атомів у напрямі дії хімічного зв'язку :

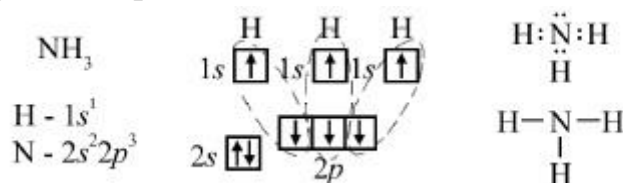


Валентні кути, як і довжини зв'язків, експериментально визначають з високою точністю.

Характеристикою міцності хімічного зв'язку є **енергія зв'язку** $E_{зв}$ – енергія, яка необхідна для розриву (дисоціації) зв'язків в молекулі з одержанням нейтральних атомів. Вимірюється в електронвольтах (eV) для одного зв'язку або в кДж/моль для одного моля зв'язків. Так, енергія зв'язку Н-Н в молекулі H_2 рівна 435 кДж/моль, а середня енергія одного зв'язку С-Н у багатоатомній молекулі CH_4 рівна $E_{дисс}(CH_4/4) = 1648/4 = 412$ кДж/моль.

Розрізняють два механізми утворення ковалентного зв'язку – обмінний і донорно-акцепторний.

У випадку **обмінного (спінового) механізму** в утворенні зв'язку беруть участь *неспарені електрони* взаємодіючих атомів. Кожен атом дає по одному неспареному електрону з антипаралельними спінами в загальну електронну пару, що забезпечує одинарний зв'язок:



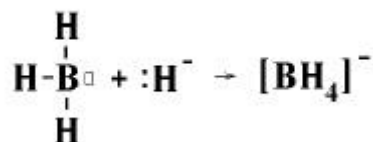
Число неспарених електронів може збільшитися в результаті збудження атома. Наприклад, атом Карбону за рахунок двох неспарених електронів може утворити тільки два ковалентні зв'язки. Але, якщо атому Карбону надати деяку додаткову енергію, то один з 2s-електронів перейде на вільну 2p-орбіталь і неспарених електронів стане вже чотири. У такому стані атом Карбону може утворити чотири ковалентні зв'язки, наприклад, з атомами Гідрогену.

У атомів N, O, F такої можливості немає через відсутність вакантних орбіталей на валентному рівні, тому їх максимальна валентність за обмінним механізмом (*валентність*) відповідно дорівнює 3, 2, 1.

Отже, *валентність* елемента за *обмінного механізму* утворення зв'язку *визначається* числом *неспарених електронів* в основному (E) і збудженому станах (E*) атома.

Донорно-акцепторний механізм. Один атом (донор) надає електронну пару, а інший атом (акцептор) надає для цієї пари вільну орбіталь.

Донорно-акцепторний механізм реалізується, наприклад, під час взаємодії молекули BH_3 з аніоном $:\text{H}^-$:



Молекула BH_3 виступає як *акцептор* електронної пари, а гідрид-йон $:\text{H}^-$ в якості "постачальника" електронів – донора. Таким чином, в комплексному аніоні BH_4^- атом Бору утворює ще один четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом.

Насичуваність ковалентного зв'язку – це здатність атома утворювати лише певну кількість зв'язків, яка залежить від числа неспарених електронів, що є в атомі. Наприклад, атом Карбону у збудженому стані має чотири неспарених електрони, тому може утворювати не більше як чотири ковалентні зв'язки.

Кратність ковалентного зв'язку – ще одна властивість ковалентного зв'язку, яка визначається числом спільних електронних пар, що сполучають два атоми.

Ковалентний зв'язок за кратністю може бути одинарним (простим), подвійним і потрійним.

Зв'язок між двома атомами за допомогою однієї спільної електронної пари називається **одинарний зв'язок** (простий), двох електронних пар – **подвійний зв'язок**, трьох електронних пар – **потрійний зв'язок**.

Полярність – це властивість ковалентного зв'язку, яка характеризує відносну відстань області найщільнішої електронної густини від ядер обох сполучених атомів. Залежно від неї розрізняють *полярний* і *неполярний* ковалентні зв'язки.

Неполярний зв'язок (або **гомеополярний зв'язок**) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей розміщується симетрично відносно ядер сполучених атомів і однаковою мірою належить обом атомам.

Полярний зв'язок (або **гетерополярний зв'язок**) – це зв'язок, при якому область перекривання електронних орбіталей несиметрична і зміщена до одного з атомів.

Поляризованість. Електронна густина зв'язку здатна зміщуватися під дією зовнішнього електричного поля, в тому числі й поля іншої молекули або іона.

Зміна полярності зв'язку молекули внаслідок зміщення електронної густини під дією зовнішнього електричного поля іншої молекули (або атома чи атомної групи) називається поляризованість.

Поляризованість молекули залежить від направленості зовнішнього поля і від здатності електронних хмар деформуватися. Під дією зовнішнього поля

неполярні молекули стають полярними, а полярні – ще більш полярними, тобто в молекулах індукується диполь, який називається **наведений диполь**, або **індукований диполь**. На відміну від постійних індукованих диполів виникають лише при дії зовнішнього електричного поля.

3. Зв'язок між типом хімічного зв'язку, будовою речовини та її фізичними властивостями.

Залежно від зовнішніх умов речовина може бути у газоподібному, рідкому або твердому стані, що обумовлено природою матеріальних частинок (йони, атоми, прості або полімерні молекули), які утворюють цю речовину, та характеру їх взаємодії.

Кожний агрегатний стан відрізняється від іншого характером руху однієї частинки відносно другої, що залежить в свою чергу від типу взаємодії їх між собою.

Сили взаємодії між молекулами або атомами називаються ван-дер-ваальсовими, вони проявляються у всіх агрегатних станах речовини, обумовлюють можливість перетворення газів в рідини і у твердий стан, їх енергія невелика (~ в 20 разів менше енергії хімічної взаємодії, біля 8-16 кДж/моль). Сили міжмолекулярної взаємодії мають електричну природу, зумовлену взаємодією диполів.

Речовина у газоподібному стані не володіє певною формою і об'ємом, характеризується малою густиною, малою в'язкістю і здатна повністю заповнювати будь-який простір. Стан газу характеризується його температурою, тиском і об'ємом. Газ знаходиться за нормальних умов, якщо його температура 0°C ($273,15^{\circ}\text{K}$), тиск 760 мм рт.ст. (101,325 кПа).

Рідкий стан виникає тоді, коли сили взаємодії між частинками стають достатньо міцними, щоб чинити опір їх хаотичному переміщенню, але все ж недостатніми для того, щоб припинити переміщення однієї частинки відносно іншої.

Кристалічний (твердий) стан характеризується певною орієнтацією частинок однієї відносно іншої. Це визначає і зовнішню форму твердих речовин у вигляді будь-якого багатогранника – кристала.

Відповідно до природи складових частинок, кристалічні ґратки можуть бути йонними, атомними (ковалентними або металічними) і молекулярними.

Властивості твердих речовин визначаються природою частинок, що знаходяться у вузлах кристалічної ґратки, їх розташуванням і типом зв'язків, між цими частинками (табл. 3.2).

Зв'язок будови та властивостей речовин

Тип кристалу	Структурні частинки	Сили між частинками	Властивості	Приклади
Атомний	Атоми	Ван-дер-ваальсова (дисперсійна) взаємодія	М'якість, низька температура плавлення, погані тепло-, та електропровідність	Благородні гази – Ar, Kr, та ін.
Молекулярний	Полярні або неполярні молекули	Ван-дер-ваальсові та водневі зв'язки	Помірна м'якість, температура плавлення від низької до помірно високої, погані тепло- і електропровідність	H ₂ , N ₂ , CH ₄ , цукор, CO ₂
Йонний	Позитивно і негативно заряджені йони	Йонний зв'язок	Твердість і крихкість, висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Типові солі: NaCl, Ca(NO ₃) ₂ та ін
Ковалентний	Атоми	Ковалентний зв'язок	Висока твердість, дуже висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Алмаз, BN, кварц SiO ₂ , карбіди, силіциди
Металевий	Катіони металів у вузлах кристалічн. ґраток	Металічний і ковалентний зв'язок	Ступінь твердості – різна, температура пл. від низької до дуже високої, високі тепло- і електропровідність, ковкість, блиск, пластичність	Усі метали (Fe, Al, Pb, Cu та ін.)

Лекція 4. Основні класи неорганічних сполук. Координаційні сполуки.

План

1. Класифікація неорганічних сполук

1.1. Оксиди

1.2. гідрати оксидів:

- основи,
- кислоти,
- амфотерні гідроксиди;

1.3. солі.

2. Комплекні (координаційні) сполуки.

1. Класифікація неорганічних сполук

Неорганічні сполуки поділяються на декілька класів за подібністю властивостей та хімічної будови. Класифікація неорганічних сполук допомагає робити узагальнення, передбачення, систематизує і полегшує вивчення великого обсягу фактичного матеріалу.

Всі речовини, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, поділяються на прості і складні.

Прості речовини включають метали і неметали, їх молекули складаються з атомів одного елемента.

Складні неорганічні речовини поділяються на класи за складом (двохелементні, або бінарні, і багатоелементні) або за функціональними ознаками. Поділ складних речовин за функціональними ознаками більш раціональний і набагато полегшує вивчення їх хімічних властивостей.

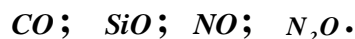
Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є:

- 1) оксиди;
- 2) гідрати оксидів:
 - основи,
 - кислоти,
 - амфотерні гідроксиди;
- 3) солі.

1.1. Оксиди

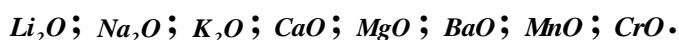
Оксидами називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є Оксиген у ступені окиснення -2. Наприклад, карбон (IV) оксид: CO_2 , структурна формула $O=C=O$; бор оксид: B_2O_3 , структурна формула $O=B-O-B=O$.

Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей:

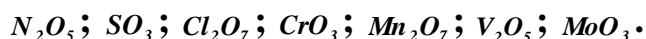


Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називаються солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

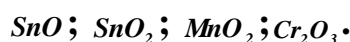
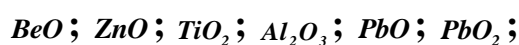
Основними називаються оксиди, гідратами яких є основи. Їх утворюють метали у низьких ступенях окиснення (+1, +2, +3):



Кислотними називаються оксиди, гідратами яких є кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали у всіх додатніх ступенях окиснення і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):



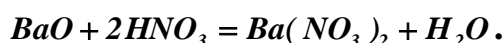
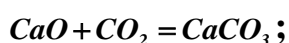
Амфотерними називаються оксиди, які залежно від умов можуть виявляти і основні і кислотні властивості:



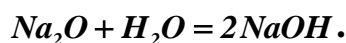
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ

Основні оксиди:

- реагують з кислотними оксидами і з кислотами:

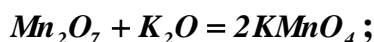


- оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з водою, утворюючи основи:

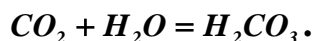


Кислотні оксиди:

- реагують з основними оксидами і з основами:



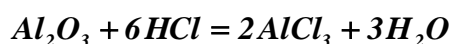
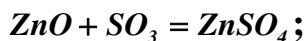
- як правило, реагують з водою, утворюючи кислоти:



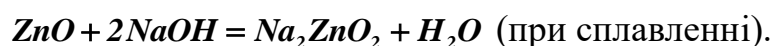
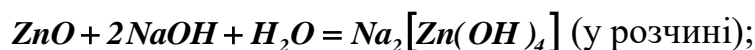
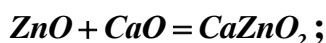
Амфотерні оксиди:

- з водою не взаємодіють;

- з кислотними оксидами і кислотами взаємодіють, як основні оксиди:



- з основними оксидами і основами взаємодіють як кислотні оксиди:



1.2. Гідрати оксидів

Основи

Основами називаються сполуки, які складаються з катіонів металу (або NH_4^+) і з гідроксогруп OH^- : $NaOH$ – натрій гідроксид, $Ca(OH)_2$ – кальцій гідроксид, NH_4OH – амонію гідроксид. Число груп OH^- , здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

За теорією електролітичної дисоціації основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють з утворенням лише гідроксид-іонів.

Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді. Такі сильні основи називаються лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

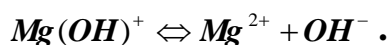
Дисоціація сильної основи:



Дисоціація слабкої основи – оборотній процес:

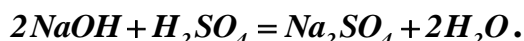
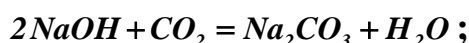


Основи з кількома групами OH^- дисоціюють ступінчато:

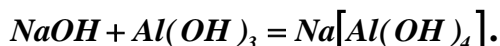
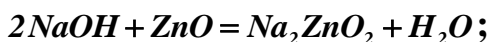


Хімічні властивості

Взаємодія з кислотними оксидами і з кислотами:

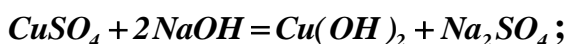


Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

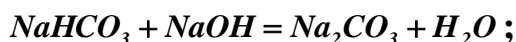


Взаємодія з солями:

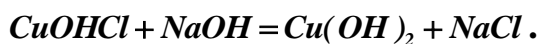
- середніми (сильніша основа $NaOH$ витісняє з солі слабку $Cu(OH)_2$):



- кислотними (реакція нейтралізації):



- основними (витіснення слабкої основи):



Кислоти

Кислотами називаються сполуки, до складу яких входить Гідроген, здатний заміщуватись на метал. Число атомів Гідрогену, здатних до заміщення, визначає основність кислоти. Наприклад:

- одноосновні кислоти: хлороводнева або хлоридна (соляна) кислота HCl ; нітратна (азотна) кислота HNO_3 ;
- двоосновні кислоти: сульфідна (сірководнева) кислота H_2S ; сульфатна (сірчана) кислота H_2SO_4 ;
- триосновна кислота: ортофосфатна (ортофосфорна) кислота H_3PO_4 .

За складом кислоти поділяються на оксигеновмісні (H_2CO_3 ; H_2SO_4) і безоксигенові (HCl ; H_2S).

Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона Гідрогену H^+ . За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

- сильні (дисоціює $> 50\%$ молекул) – HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ;
- середні (дисоціює $\approx 30\%$ молекул) – H_2SO_3 ; H_3PO_4 ;
- слабкі (дисоціює $< 3\%$ молекул) – H_2CO_3 ; H_2S .

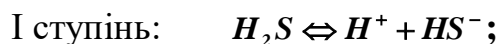
Дисоціація сильної кислоти:



Дисоціація слабкої кислоти – оборотний процес, що йде до стану рівноваги:

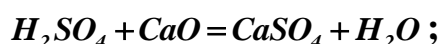
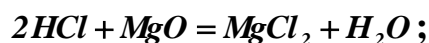
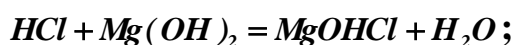


Для багатоосновних кислот дисоціація – ступінчатий процес.



Хімічні властивості

Взаємодія з основами і основними оксидами:



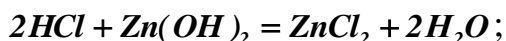
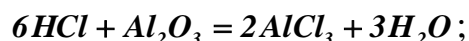
Таблиця 4.1

Склад і назви деяких кислот

<i>Назва</i>	<i>Формула</i>	<i>Кислотний залишок, його валентність* та назва</i>
хлоридна (хлороводнева)	HCl	– Cl (хлорид)
сульфідна	H_2S	= S (сульфід)
метафосфатна	HPO_3	– PO_3 (метафосфат)
нітратна	HNO_3	– NO_3 (нітрат)
нітритна	HNO_2	– NO_2 (нітрит)
карбонатна	H_2CO_3	= CO_3 (карбонат)
сульфітна	H_2SO_3	= SO_3 (сульфіт)
сульфатна	H_2SO_4	= SO_4 (сульфат)
ортофосфатна	H_3PO_4	$\equiv PO_4$ (ортофосфат)

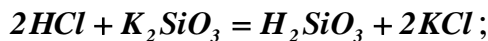
* Кількість рисок відповідає валентності кислотного залишку

Взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

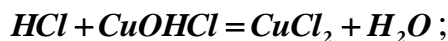


Взаємодія з солями:

- середніми (сильна кислота витісняє з солі слабку):



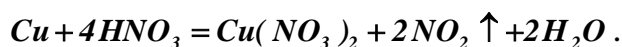
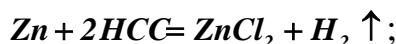
- основними (нейтралізація):



- кислими (витіснення сильною кислотою слабкої):



Взаємодія з металами (активні метали витісняють з деяких кислот водень):



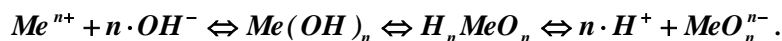
Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які залежно від умов реакції можуть проявляти і основні, і кислотні властивості, наприклад:

алюміній гідроксид: $\text{Al}(\text{OH})_3$, або H_3AlO_3 , або HAlO_2 ;

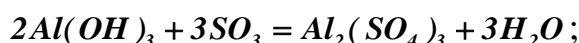
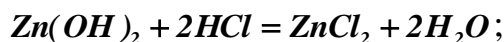
цинк гідроксид: $\text{Zn}(\text{OH})_2$ або H_2ZnO_2 .

Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:

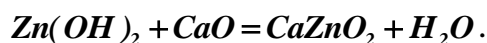
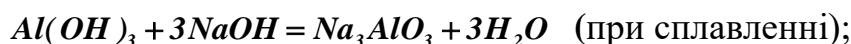


Хімічні властивості

Взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа):



Взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота):



1.3. Солі

Солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал чи гідроксильних груп в основі на кислотний залишок. Солі поділяються на:

- середні (нормальні) – Na_2SO_4 (натрій сульфат); FeCl_3 (ферум (III) хлорид);

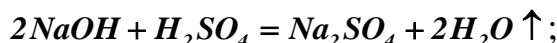
- кислі (гідросолі) – NaHSO_4 (натрій гідрогенсульфат); KHCO_3 (калій гідрогенкарбонат);

- основні (гідроксосолі) – MgOHCl (гідроксомагній хлорид); $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ (дигідроксоферум (II) нітрат);

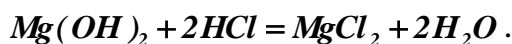
- подвійні – NaKSO_4 (калій натрій сульфат);

- змішані солі – $Ca(OCl)Cl$ (кальцій хлорид гіпохлорит);
- комплексні солі – $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ (тетраамінкупрум (II) сульфат).

Середні солі – це продукт повного заміщення атомів Гідрогену в кислоті або гідроксильних груп в основі:

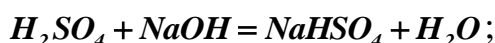


натрій сульфат

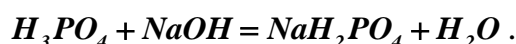


магній хлорид

Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в багатоосновній кислоті на метал.

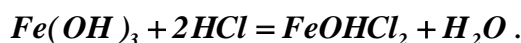


натрій гідроген-сульфат



натрій дигідроген-фосфат

Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп у багатоосновній основі на кислотний залишок:



гідроксоферум (III) хлорид

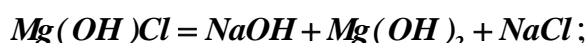
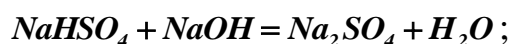
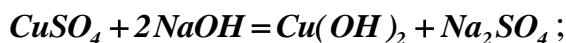
Подвійні солі – це продукти заміщення Гідрогену в молекулах кислот на атоми двох металів.

Змішані солі – це середні солі, в молекулах яких атом металу сполучений з двома різними кислотними залишками.

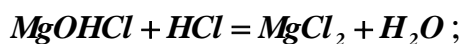
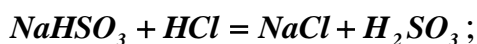
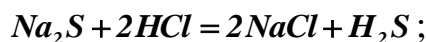
До складу *комплексних солей* входить комплексний катіон, наприклад $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, або комплексний аніон, наприклад $K[Ag(CN)_2]$.

Хімічні властивості

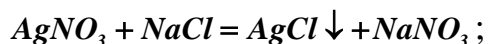
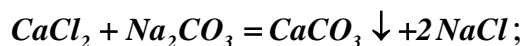
Взаємодія з лугами:



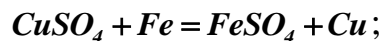
Взаємодія з кислотами:



Взаємодія солей між собою, якщо в результаті реакції утворюється малорозчинна сіль:



Більш активний метал витісняє менш активного з його солі:



але



2. Комплексні (координаційні) сполуки

Вже у першій половині XIX ст. вчені помітили, що деякі сполуки, в яких атоми начебто вичерпали свої валентні можливості, здатні до подальшого сполучення між собою. Так, у разі додавання аміаку до купрум (II) сульфату утворюється складніша сполука $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$. Реакція супроводжується зміною забарвлення реакційної суміші від синього до значно інтенсивнішого синьо-фіолетового. Прикладів сполучення «простих», або «звичайних», речовин з утворенням складніших сполук було вивчено дуже багато, зокрема $\text{KCl} \cdot \text{CuCl}$, $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2$, $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$, $2\text{KF} \cdot \text{SiF}_4$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $3\text{KOH} \cdot \text{Al}(\text{OH})_3$. Оскільки такі сполуки є складними, їх назвали *комплексними (координаційними)*.

Утворюються вони при взаємодії простих неорганічних речовин – солей, кислот, основ:



Основи вчення про комплексні сполуки заклав А. Вернер у 1893 р.

Основні положення «координаційної теорії» полягають у такому.

1. У молекулі будь-якої комплексної сполуки один із іонів займає центральне місце і має назву *комплексоутворювач*, або *центральний іон*.

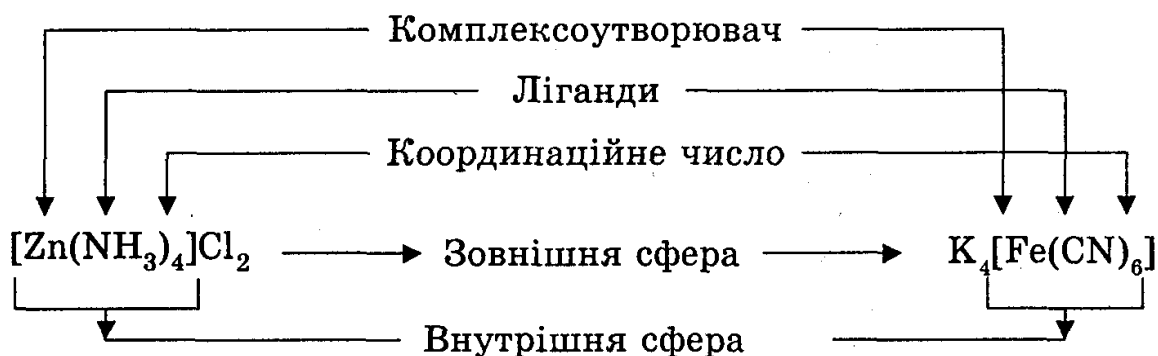
2. Навколо центрального іона розташовується або концентрується певна кількість протилежно заряджених іонів або нейтральних молекул, які називаються *лігандами* або *адендами*.

3. Центральний іон з розміщеними навколо нього лігандами утворює так звану *внутрішню координаційну сферу* сполуки або комплексний іон.

4. Число, що показує, скільки лігандів розташовано навколо комплексоутворювача у внутрішній сфері, називається *координаційним числом*.

5. Іони, що розташовуються на більш далекій відстані від центрального іона, складають *зовнішню координаційну сферу* комплексної сполуки.

Синонімом терміну "комплексна сполука" є термін - "координаційна сполука".



Комплексними називають складні сполуки, які містять комплексний іон, що складається із комплексоутворювачів і лігандів та здатний до самостійного існування у розчині і /або в розплаві.

Типовими *комплексоутворювачами* є *d*- та *f*-елементи і їх катіони: Cr, Fe, Mn, Ag⁺, Cu²⁺, Hg²⁺, Zn²⁺, Cr³⁺, Fe²⁺, Fe³⁺, Co³⁺, Ni²⁺, Pt⁴⁺ тощо.

Катіони *s*- і *p*-елементів (Be²⁺, Al³⁺, Sn⁴⁺, Pb⁴⁺) та атоми неметалів (N, P, Si, B) теж можуть бути комплексоутворювачами.

Лігандами можуть бути нейтральні молекули (H₂O, CO, NH₃, C₆H₆) або аніони кислот. У складі ліганду обов'язково має бути атом з неподіленою електронною парою.

Внутрішня сфера комплексних сполук може бути нейтральною або зарядженою (позитивно чи негативно):

[Ni(CO)₄] – нейтральна внутрішня сфера;

K₄[Fe(CN)₆] – негативно заряджена внутрішня сфера (комплексний аніон);

[Ag(NH₃)₂]Cl – позитивно заряджена внутрішня сфера (комплексний катіон).

Якщо внутрішня сфера нейтральна, зовнішньої сфери немає. Якщо ж заряджена, то зовнішня сфера має такий же заряд, протилежний за знаком. Найчастіше зовнішню сферу утворюють катіони лужних, лужноземельних металів, амонію, аніони безоксигенових, оксигеновмісних кислот, гідроксогрупи OH⁻.

Основні положення сучасної номенклатури комплексних сполук можна звести до таких правил.

1. У назві будь-яких типів комплексних сполук спочатку називають катіон, а потім у називному відмінку аніон:

а) назву аніонних комплексів починають з характеристики зовнішньої сфери комплексної сполуки;

б) для катіонних комплексів після характеристики складу внутрішньої сфери вказують назву іонів зовнішньої сфери.

2. Для всіх типів комплексних сполук (катіонних, аніонних, молекулярних) подається повна характеристика внутрішньої сфери. В першу

чергу вказують у алфавітному порядку назви аніонів-лігандів, додаючи до них закінчення - о (F⁻-фторо, Cl⁻-хлоро, CN⁻-ціано, OH⁻-гідроксо, SO₃²⁻-сульфіто, SCN⁻-тіоціанато, SO₄²⁻-сульфато, C₂O₄²⁻-оксалато, P₂O₇⁴⁻ -дифосфато тощо). Число лігандів позначається грецькими числівниковими префіксами: 1-моно, 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса та ін. (числівник моно-, як правило, опускається).

Далі називають ліганди - нейтральні молекули: NH₃ - амін, H₂O - аква, NO - нітрозил, CO - карбоніл. Інші ліганди зберігають свої звичайні назви.

3. Останнім називають центральний атом (комплексоутворювач): а) якщо центральний атом входить до складу катіона або молекули, то використовують латинську назву цього елемента і в дужках після нього римськими цифрами зазначають ступінь його окиснення; б) якщо центральний атом входить до складу аніона, використовують латинську назву елемента, додаючи закінчення - ат, а в дужках після нього римськими цифрами зазначають ступінь його окиснення;

в) у випадку молекулярних комплексів вказують латинську назву комплексоутворювача, а заряд його не зазначається.

Нижче подано формули та назви комплексних сполук різної хімічної природи.

З комплексним катіоном:

[Ag(NH₃)₂]NO₃ - діамінаргентум (I) нітрат;

[Co(H₂O)₆]Br₃ - гексааквакобальт (III) бромід.

З комплексним аніоном:

K₃[Fe(CN)₆] - калій гексаціаноферат (III);

Na₂[SiF₆] - натрій гексафторосилікат (IV).

Молекулярний комплекс:

[Pt(NH₃)₂Cl₂] - дихлородіамінплатина;

[Co(H₂O)₄(NO₂)₂] - динітротетрааквакобальт.

Лекція 5. Хімічна кінетика і рівновага.

План

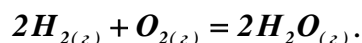
1. Швидкість хімічних реакцій
2. Каталіз та каталізатори
3. Хімічна рівновага. Константа рівноваги
4. Зміщення хімічної рівноваги

1. Швидкість хімічних реакцій

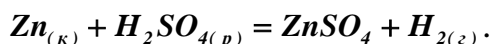
Хімічна кінетика – це область хімії, що вивчає швидкість і механізм протікання реакцій.

Потрібно розрізняти реакції, що відбуваються в гомогенній системі (гомогенні реакції) і в гетерогенній системі (гетерогенні реакції).

Гомогенними називаються реакції, що протікають у однорідному середовищі (газ чи розчин), без будь-яких меж поділу між реагуючими речовинами:



Гетерогенними називаються реакції, що протікають у неоднорідному середовищі між речовинами, що перебувають у різних агрегатних станах (газ і рідина; тверда речовина і рідина):



Гомогенні реакції відбуваються у всьому об'ємі системи, гетерогенні – лише на поверхні поділу фаз. Для гомогенних процесів, що відбуваються без зміни об'єму швидкість хімічної реакції визначають як зміну концентрацій реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу. Швидкістю гетерогенної реакції називають кількість речовини, що вступає в реакцію або утворюється під час реакції за одиницю часу на одиниці поверхні фаз.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи реагуючих речовин, їх концентрацій, температури, наявності каталізатора і деяких інших зовнішніх факторів.

Залежність швидкості реакції від концентрації

Закон діючих мас (норвезькі вчені Гульдберг і Вааге): *при сталій температурі швидкість хімічних реакцій пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що є їх коефіцієнтами в рівнянні хімічної реакції.*

Для гомогенної реакції: $aA + bB = cC + dD$ швидкість реакції:

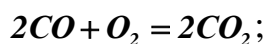
$$v_{x.p.} = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де C_A і C_B – концентрації речовин A і B в моль/л;

k – константа швидкості хімічної реакції, залежить від температури, природи реагуючих речовин і від наявності каталізатора, але не залежить від

концентрації. Константа швидкості кількісно рівна швидкості реакції, коли $C_A = C_B = 1 \text{ моль/л}$.

Наприклад, для реакції у газовій фазі:

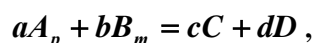


$$v_{x.p.} = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2},$$

або через парціальні тиски газів:

$$v_{x.p.} = k \cdot P_{CO}^2 \cdot P_{O_2}$$

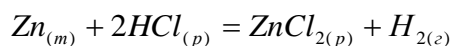
Швидкість гетерогенних хімічних реакцій залежить лише від концентрації речовин у рідкій чи газоподібній фазі. Наприклад, для реакції:



де A – речовина у розчині; B – тверда фаза, площа поверхні якої залишається практично незмінною,

$$v_{x.p.} = k \cdot C_A^a$$

Наприклад:



$$v_{x.p.} = k \cdot C_{HCl}^2$$

Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Вплив температури на підвищення швидкості хімічної реакції пояснює *теорія активації*.

Далеко не кожне зіткнення реагуючих речовин приводить до хімічної взаємодії. Для утворення нових молекул необхідно ослабити або розірвати зв'язки між атомами і молекулами реагуючих речовин. При цьому утворюється нестійкий проміжний – активний комплекс, що характеризується великим запасом енергії. Для його утворення необхідна надлишкова енергія. Активний комплекс існує дуже короткий час, він розпадається, виділяючи енергію і утворюючи продукти реакції.



реагуючі активний продукти
речовини комплекс реакції

Надлишкова енергія, яку повинні мати молекули, щоб їх зіткнення могло привести до утворення нової речовини називається *енергією активації* (E_a , кДж/моль). Молекули, енергія яких досягає енергії активації, називаються *активними*.

Підвищення температури збільшує кінетичну енергію і кількість активних молекул, а це приводить до зростання швидкості хімічної реакції.

Взаємозв'язок між температурою, енергією активації та швидкістю хімічної реакції визначається рівнянням Арреніуса:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT},$$

де k – константа швидкості;

A – множник Арреніуса, який оцінює кількість ефективних зіткнень;
 e – основа натурального логарифма;
 E_a – енергія активації;
 T – температура.

Наближено залежність швидкості реакції від температури визначають за правилом Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості гомогенних реакцій збільшується в 2-4 рази.

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_{t_1}, v_{t_2} - швидкості реакції при температурах t_1 і t_2 ;

t_1 і t_2 - кінцева і початкова температури;

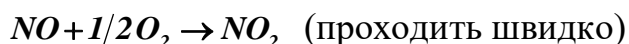
γ - температурний коефіцієнт швидкості: показує, у скільки саме разів змінюється швидкість даної реакції при зміні температури на кожні 10 градусів. Для більшості хімічних реакцій $\gamma = 2...4$.

2. Каталіз та каталізатори

Каталіз – це явище зміни швидкості хімічної реакції під дією невеликих домішок специфічних речовин – каталізаторів, кількість яких у процесі реакції не змінюється. Каталізатори – це речовини, що збільшують швидкість реакції, кількісно і якісно при цьому не змінюючись. Речовини, що навпаки, уповільнюють швидкість хімічних процесів, називаються від’ємними каталізаторами або інгібіторами. Дія каталізаторів полягає у зниженні енергії активації реакції: молекули, енергія яких була недостатньою для активних зіткнень, стають активними.

Реакції, що відбуваються під дією каталізаторів, називаються *каталітичними*.

При *гомогенному* каталізі всі реагуючі речовини і каталізатор утворюють одну фазу (газоподібну або рідку):



NO – являється каталізатором окиснення SO_2 в SO_3 .

При *гетерогенному* каталізі каталізатор перебуває в іншому агрегатному стані, ніж реагуючі речовини. Це, як правило, тверда речовина, на поверхні якої відбуваються каталітичні процеси. Прикладом може бути окиснення SO_2 в SO_3 на поверхні каталізатора V_2O_5 .

Під час гетерогенного каталізу реакції відбуваються на поверхні каталізатора, тому швидкість залежить від площі і властивостей поверхні.

Каталітичні процеси мають дуже велике значення. Значна частина продуктів сучасної хімічної промисловості виробляється на основі каталітичних реакцій: синтез аміаку (каталізатор залізо); окиснення SO_2 в SO_3 (каталізатор V_2O_5); окиснення NH_3 в NO (каталізатор платина); добування поліетилену та інших полімерних матеріалів, одержання нафтових палив методами крекінгу, риформінгу, ізомеризації.

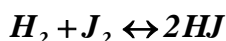
3. Хімічна рівновага. Константа рівноваги

Всі хімічні реакції можна поділити на оборотні і необоротні.

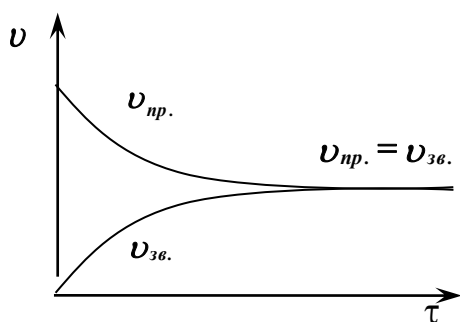
Реакції, що відбуваються в одному напрямку до повної витрати однієї з реагуючих речовин називаються *необоротними*.



Оборотними називаються реакції, які можуть відбуватися і в прямому, і в зворотному напрямках.



Більшість хімічних реакцій є оборотними. Розглянемо їх більш докладно на прикладі утворення HJ . При $300-400^\circ C$ відбувається синтез HJ з H_2 і J_2 і при цій же температурі відбувається розклад HJ . Зміна швидкості обох цих процесів протягом певного часу показана графіком:



У перший момент часу швидкість прямої реакції $v_{пр.} = k_1 \cdot C_{H_2} \cdot C_{J_2}$ — максимальна, а зворотної — $v_{зв.} = 0$. У міру взаємодії H_2 і J_2 утворюється HJ , $v_{пр.}$ зменшується, а $v_{зв.}$ — зростає.

$$v_{зв.} = k_2 \cdot C_{HJ}^2$$

Коли швидкості прямої і зворотної реакції урівнюються, настає стан хімічної рівноваги:

$$v_{пр.} = v_{зв.}$$

Отже, *хімічною рівновагою* називається стан оборотної реакції, при якому швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної ($v_{пр.} = v_{зв.}$). Концентрації компонентів реакції у стані рівноваги називаються *рівноважними концентраціями* і позначаються так $C_{A\text{ рівн.}} = [A]$. Вони при даній температурі

залишаються постійними. З умови рівності швидкостей прямої і зворотної реакції виводиться *константа рівноваги*:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

$$v_{np.} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b; \quad v_{zv.} = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d; \quad v_{np.} = v_{zv.}$$

$$K_p = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Константа хімічної рівноваги K_p – це відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції. Наприклад для наведеної вище реакції утворення водню йодиду:

$$K_p = \frac{[HJ]^2}{[H_2][J_2]}$$

константа рівноваги залежить від температури, природи реагуючих речовин, але не залежить від їх концентрацій і від наявності каталізатора.

Константа рівноваги K_p пов'язана з вільною енергією Гіббса співвідношенням:

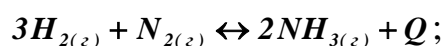
$$\Delta G = -RT \ln K_p, \quad \text{або} \quad \Delta G = -2,3RT \lg K_p.$$

4. Зміщення хімічної рівноваги

Стан хімічної рівноваги за сталих умов може зберігатись будь-який час. При зміні умов (температури, концентрації, тиску) рівновага порушується.

Принцип Ле Шательє. *Якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги подіяти ззовні, змінивши тиск, температуру чи концентрацію, то прискориться та реакція (пряма чи зворотна), що протидіє цій зміні.* Прискорення прямої реакції означає зміщення рівноваги вправо ($\bar{v} > \bar{v}$), прискорення зворотної – зміщення вліво ($\bar{v} < \bar{v}$).

Розглянемо принцип Ле Шательє на прикладі рівноважної системи:



Вплив концентрації.

При збільшенні концентрації будь-якої з речовин, що належать до рівноважної системи, рівновага зміщується в напрямку витрати цієї речовини. При зменшенні концентрації якої-небудь з речовин, рівновага зміщується в сторону утворення цієї речовини. Наприклад, збільшення концентрації H_2 , N_2 , або зменшення концентрації NH_3 приводить до зміщення рівноваги вправо.

Вплив температури.

При підвищенні температури рівновага зміщується в сторону ендотермічної реакції, при зниженні – в сторону екзотермічної реакції. У

наведеному вище прикладі екзотермічна пряма реакція прискорюється при пониженні температури.

Вплив тиску (при $T, V = const$).

Зміна тиску зміщує рівновагу системи, якщо хоч одна з реагуючих речовин знаходиться в газовій фазі і коли число моль газоподібних речовин в правій і лівій частині рівняння неоднакове.

Підвищення тиску приводить до зміщення рівноваги в сторону реакції утворення меншого числа моль газоподібних речовин, а зниження тиску зміщує рівновагу в сторону утворення більшого числа моль газоподібних речовин.

У наведеному прикладі для прискорення прямої реакції, коли із 4 об'ємів газів H_2 і N_2 утворюється 2 об'єми газу NH_3 , потрібно підвищити тиск у системі.

Застосування каталізаторів не приводить до зміщення рівноваги оборотних реакцій, бо і пряма, і зворотна реакція прискорюються однаковою мірою. При цьому стан рівноваги, коли вихід продукту є максимальним, досягається швидше.

Принцип Ле Шательє поширюється і на зміщення рівноваги у фізико-хімічних процесах кипіння, кристалізації, розчинення.

Лекція 6. Дисперсні системи. Властивості розчинів

План

1. Загальні поняття про дисперсні системи
2. Розчини
3. Способи вираження концентрації розчинів
4. Колігативні властивості розчинів

1. Загальні поняття про дисперсні системи

Дисперсними називають системи, компоненти яких рівномірно розподілені один в одному. Дисперсні системи складаються з суцільної неперервної фази – дисперсійного середовища і подрібнених часточок, що містяться в цьому середовищі – дисперсної фази.

Властивості дисперсних систем визначаються розмірами частинок дисперсної фази, тобто ступенем дисперсності (D), або просто дисперсністю – величиною, оберненою середньому діаметру часточок:

$$D = \frac{1}{2r},$$

де r – радіус часточок.

Дисперсні системи класифікуються за дисперсністю, агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища та інтенсивністю взаємодії між ними.

За *ступенем дисперсності* всі дисперсні системи поділяються на:

- 1) істинні розчини $D < 10^9 \text{ м}^{-1}$
- 2) колоїдні розчини $D = 10^7 - 10^9 \text{ м}^{-1}$
- 3) грубо-дисперсні системи $D > 10^7 \text{ м}^{-1}$

Дисперсні системи з газоподібним дисперсійним середовищем називаються аерозолями, з рідким – ліозолями (коли середовище вода – гідрозолі), з твердими дисперсійним середовищем – літозолями.

2. Розчини

Якщо дисперсна фаза подрібнена до розмірів молекул або іонів (менше ніж 1 нм), то утворюється гомогенна система – істинний розчин.

Розчин – це гомогенна (однорідна) система, яка складається з двох або більше компонентів: розчинника, розчинених речовини і продуктів їх взаємодії.

За агрегатним станом розчини бувають рідкі, тверді і газоподібні. Прикладом рідких розчинів можуть бути розчини солей у воді, усі природні води; прикладом твердих – сплави – тверді розчини (нікелю й міді, золота і срібла); прикладом газоподібних – суміші газів (повітря).

Найбільше значення мають рідкі розчини, зокрема системи, в яких розчинником є вода. Розчиненою речовиною (дисперсна фаза) може бути

тверда речовина, рідина або газ, наприклад: водний розчин рідкого етилового спирту C_2H_5OH ; водний розчин твердого натрій гідроксиду $NaOH$, водний розчин карбон (IV) оксиду – газувана вода.

Таблиця 6

Типи дисперсних систем за агрегатним станом складових частин

<i>Агрегатний стан складових частин</i>	<i>Гомогенна система</i>	<i>Приклад</i>	<i>Гетерогенна система</i>	<i>Приклад</i>
Тверде-тверде	Тверді розчини	Сплави: мідь-нікель, срібло-золото, залізо-хром	Гірські породи	Граніт, руди
Тверде-рідина	Рідкі розчини	Водні розчини солей	- суспензії (тверде в рідкому) рідина у пористих тілах (рідке у твердому)	- крейда у воді - ґрунт
Тверде-газ	Хемосор-бовані гази	Водень у платині	- аерозолі (тверде в газі) - пористі матеріали (газ у твердому)	- дим, пил - цегла, пемза
Рідина-рідина	Рідкі розчини	Оцет-оцтова кислота у воді	емульсії	- молоко (жир у воді), мастила
Рідина-газ	Рідкі розчини	CO_2 , O_2 у воді	- аерозолі (рідина в газі) - піни (газ у рідині)	- тумани мильна піна
Газ-газ	Газові розчини	Повітря	гетерогенна система неможлива	—

Теорія розчинів

За *гідратною теорією розчинів* Д.І.Менделєєва під час розчинення відбувається хімічна взаємодія розчиненої речовини і розчинника з утворенням сольватів (у водних розчинах – гідратів). Такий процес називається сольватацією (гідратацією). Якщо ці сполуки виділяються з розчинів у твердому стані, то вони називаються *кристалогідратами*.

До складу кристалогідратів входить певне число молекул хімічно зв'язаної кристалізаційної води:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – мідний купорос;

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гіпс.

Гідратна теорія розчинів Менделєєва та теорія електролітичної дисоціації Арреніуса є основою сучасної теорії розчинів.

Утворення багатьох розчинів супроводжується тепловими ефектами. Так, під час розчинення у воді кислот або лугів тепло виділяється, а під час розчинення багатьох солей – поглинається.

Сучасна теорія розчинів розглядає розчинення як сукупність таких процесів:

- взаємодія розчинника з частинками розчиненої речовини – *сольватація*;
- руйнування структури розчиненої речовини – руйнування кристалічних ґраток – *іонізація*.

При утворенні зв'язків енергія виділяється, а при їх руйнуванні – поглинається. Тому перший процес – сольватація – супроводжується виділенням тепла, $\Delta H_1 < 0$, а другий процес – іонізація – відбувається з поглинанням тепла, $\Delta H_2 > 0$. Залежно від співвідношення значень цих теплових ефектів процес розчинення речовини може бути екзо- або ендотермічним. Кількість теплоти, яка виділяється або поглинається при розчиненні 1 моля речовини називають теплотою розчинення $\Delta H_{\text{розч.}}$ (кДж/моль). Процес розчинення самочинний, ізобаро-ізотермічний потенціал системи зменшується, $\Delta G_{\text{розч.}} < 0$.

Розчинність

Розчинність – це властивість речовини розчинятись в тому або іншому розчиннику. Здатність до розчинення залежить від природи розчинника, розчиненої речовини, температури, а для газів – і від тиску.

Залежність розчинності речовин від їх природи можна описати емпіричним правилом: подібне розчиняється в подібному. Речовини іонної природи (солі, луґи) або речовини, молекули яких є полярними (спирти, карбонові кислоти), добре розчиняються у полярних розчинниках, наприклад, у воді. Речовини молекулярної неполярної будови розчиняються у неполярних розчинниках.

Розчинність більшості твердих речовин у воді з підвищенням температури збільшується, хоч і різною мірою. Наприклад розчинність NaCl з підвищенням температури зростає незначно, MgSO_4 – більш помітно, а KNO_3 – значно. Взаємна розчинність рідин також зростає з підвищенням температури. Розчинність газів у рідинах зростає, навпаки, з пониженням температури і з підвищенням тиску. Відповідно до закону Генрі-Дальтона: *маса газу, що розчиняється, при сталій температурі в даному об'ємі рідини прямо пропорційна його парціальному тиску*:

$$C = k \cdot p,$$

де C – масова концентрація газу у насиченому розчині; p – парціальний тиск газу у газовій суміші; k – коефіцієнт Генрі (характеризує природу компонентів).

Розчини бувають насиченими, ненасиченими і перенасиченими.

Насиченим називається такий розчин, який перебуває у рівновазі з речовиною, яка розчиняється, $v_{пр.} = v_{зв.}$. Концентрація насиченого розчину у грамах розчиненої речовини на 100 грам розчинника є мірою розчинності (при даній температурі) і називається коефіцієнтом розчинності або *розчинністю*.

За розчинністю у воді (див. додаток 2) всі речовини поділяються на три групи:

- 1) добре розчинні (>10 г в 100 г H_2O);
- 2) малорозчинні (<1 г в 100 г H_2O);
- 3) практично нерозчинні ($<0,01$ г в 100 г H_2O).

Абсолютно нерозчинних речовин немає.

У *ненасиченому* розчині міститься менше речовини, ніж потрібно для насичення при даній температурі.

У *перенасиченому* розчині міститься більше речовини, ніж потрібно для насичення при даній температурі.

Перенасичені розчини нестійкі, внесення затравки сприяє виділенню надлишку розчиненої речовини в осад і розчин стає насиченим.

Закон розподілу

Якщо в систему з двох рідин, що не змішуються ввести третю речовину, що розчиняється у кожній з рідин, то *при сталій температурі відношення концентрацій розчиненої речовини у обох розчинниках злишається постійним незалежно від кількості внесеної речовини (закон розподілу):*

$$\frac{C_1}{C_2} = K_{\text{розподілу}},$$

де C_1 і C_2 – концентрації розчиненої речовини в 1-му і 2-му розчинниках, що не змішуються; K – коефіцієнт розподілу.

Наприклад, при розчиненні йоду у системі вода-хлороформ:

$$\frac{C_{J_2(CHCl_3)}}{C_{J_2(H_2O)}} = 130.$$

Це означає, що за допомогою хлороформу $CHCl_3$ можна вилучити (екстрагувати) з води йод, бо концентрація йоду у $CHCl_3$ в 130 разів більша, ніж у H_2O .

Закон розподілу лежить в основі технологічних процесів концентрування і очищення речовин методом *екстракції*.

3. Способи вираження концентрації розчинів

Концентрацією розчину називається кількість розчиненої речовини, що міститься у певній кількості розчинника або розчину. При обчисленні концентрації розчинів використовують позначення:

$m_{p.p.}$ – маса розчиненої речовини, *г*;

$m_{p-ка}$ – маса розчинника, *г*;

$m_{p-ну}$ – маса розчину, *г*;

$M_{p.p.}$ – молярна маса розчиненої речовини, *г/моль*;

$M_{E.p.p.}$ – еквівалентна маса розчиненої речовини, *г/мольекв*;

$v_{p.p.}$ – кількість розчиненої речовини, *моль*;

$v_{екв.}$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, *мольекв*;

$V_{p.p.}$ – об'єм розчиненої речовини, *л*;

$V_{p-ну}$ – об'єм розчину, *л*.

Розчин характеризується певною густиною (ρ , *г/см³* або *кг/м³*). Це маса одиниці об'єму розчину. Густину враховують при обчисленні концентрації розчинів:

$$\rho = \frac{m_{p-ну}}{V_{p-ну}}.$$

1) *Масова частка (відсоток, процент)* розчиненої речовини (ω) – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину, прийнятої за 1 або за 100:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%.$$

Відсоток показує скільки грамів розчиненої речовини міститься у ста грамах розчину.

2) *Об'ємна частка розчиненої речовини ($\omega_{об.}$)* – це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$\omega_{об.} = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} \cdot 100\%.$$

3) *Молярність, молярна концентрація (c_M , моль/л)* визначає кількість моль розчиненої речовини в 1 л (1000 *см³*) розчину:

$$c_M = \frac{v_{p.p.}}{V_{p-ну}}; \quad c_M = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}}.$$

4) *Нормальність, нормальна або еквівалентна концентрація (молярна концентрація еквівалента) (c_H , моль-екв/л)* визначає кількість моль еквівалентів розчиненої речовини в 1 л (1000 *мл*) розчину:

$$c_H = \frac{v_{екв.p.p.}}{V_{p-ну}}; \quad c_H = \frac{m_{p.p.}}{M_{E.p.p.} \cdot V_{p-ну}}.$$

5) *Молярність, молярна концентрація* (c_m , **моль/кг**) визначає кількість моль розчиненої речовини на 1 кг розчинника:

$$C_m = \frac{v_{p.p.}}{m_{p-ка}} \cdot 1000; C_m = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot m_{p-ка}} \cdot 1000.$$

б) *Молярна частка* N визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів, включаючи розчинник:

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots}$$

v_1, v_2, v_3 – кількість речовини компонентів 1, 2, 3 і т.д.

Знаючи нормальність розчинів, що вступають у реакцію можна обчислити, які об'єми потрібно змішати, щоб розчинені речовини прореагували без залишку.

Згідно закону еквівалентів: $V_1 \cdot C_{н1} = V_2 \cdot C_{н2}$; $\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{н2}}{C_{н1}}$ – об'єми реагуючих речовин обернено пропорційні їх нормальностям.

4. Колігативні властивості розчинів

Важливими фізичними властивостями розчинів є осмотичний тиск, тиск (пружність) пари розчинника над розчином, температури кипіння та замерзання. Для розбавлених розчинів неелектролітів, у яких ефекти взаємодії розчинника з розчиненою речовиною незначні, ці властивості не залежать від хімічної природи речовин, а визначаються лише кількістю частинок (або кількістю молів) речовини і кількістю розчинника, в якому вони містяться. Властивості розчинів, які залежать лише від числа частинок в розчині і не залежать від природи розчиненої речовини називаються *колігативними*.

Осмоз. Осмотичний тиск

Коли у розчинах виникають перепади концентрацій, то відбувається *дифузія* – процес спонтанного вирівнювання концентрації речовин внаслідок теплового руху частинок. Якщо розчини з різними концентраціями розділити напівпроникною перегородкою, то молекули розчинника проходять через перегородку зі сторони менш концентрованого розчину до більш концентрованого, розбавляючи його. Процес триває до повного вирівнювання концентрацій.

Процес односторонньої дифузії розчинника крізь напівпроникну перегородку називається *осмосом*.

Тиск, який при цьому створюють молекули розчинника на перегородку називається *осмотичним*.

Закон осмотичного тиску Вант – Гоффа. *Осмотичний тиск розбавлених розчинів неелектролітів пропорційний молярній концентрації розчину і температури*

$$P_{осм.} = C_M \cdot R \cdot T ; \quad P_{осм.} = \frac{m_{p.p.} \cdot R \cdot T}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

де $P_{осм.}$ – осмотичний тиск, **кПа**;

C_M – молярна концентрація, **моль/л**;

R – універсальна газова стала;

T – абсолютна температура, **К**.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються *ізотонічними*.

Осмоз відіграє важливу роль у життєдіяльності рослин і тварин, оскільки оболонки їхніх клітин – це напівпроникні мембрани, а клітини наповнені водними розчинами різних речовин. Усі процеси обміну речовин у клітинах пов'язані з явищем осмосу.

Тиск пари над розчинами. Закони Рауля

Розчинена речовина заважає випаровуванню розчинника, тому тиск його пари над розчином завжди нижчий, ніж над чистим розчинником при однаковій температурі.

I закон Рауля: *відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином прямопропорційне мольній частці розчиненої речовини.*

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2, \quad \text{де} \quad N_2 = \frac{v_2}{v_1 + v_2},$$

$$P_0 - P = \Delta P, \quad \text{тому} \quad \frac{\Delta P}{P_0} = \frac{v_2}{v_1 + v_2}, \quad \text{а} \quad \Delta P = P_0 \frac{v_1}{v_1 + v_2}.$$

P_0 – тиск насиченої пари розчинника над чистим розчинником;

P – тиск пари розчинника над розчином;

N_2 – мольна частка розчиненої речовини.

v_1, v_2 – кількість речовини розчинника і розчиненої речовини.

У результаті зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином підвищується температура кипіння розчину у порівнянні з чистим розчинником і знижується температура замерзання (кристалізації) розчину.

Підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta t_{кип.} = t_{кип. p-ну} - t_{кип. p-ка}$$

Зниження температури замерзання (кристалізації) розчину:

$$\Delta t_{кр.} = t_{кр. p-ну} - t_{кр. p-ка}$$

II закон Рауля: *підвищення температури кипіння ($\Delta t_{кип.}$) і зниження температури кристалізації ($\Delta t_{кр.}$) розчину порівняно з чистим розчинником прямопропорційне молярній концентрації розчиненої речовини.*

$$\Delta t_{кип.} = E \cdot C_m ; \quad \Delta t_{кр.} = K \cdot C_m ,$$

де E – ебуліоскопічна константа розчинника, **град·кг/моль**;

K – кріоскопічна константа розчинника, **град·кг/моль**;

C_m – молярність розчину, **моль/кг**.

Константи E і K залежать лише від природи розчинника і не залежать від концентрації і природи розчиненої речовини.

Якщо $C_m = 1 \text{ моль / кг}$, то $\Delta t_{\text{кип.}} = E$, а $\Delta t_{\text{кр.}} = K$, тобто ебуліоскопічна і криоскопічна константи показують, на скільки градусів зміниться порівняно з чистим розчинником температура кипіння чи замерзання одномолярного розчину. Для водних розчинів:

$$E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ град} \cdot \text{кг} / \text{моль};$$

$$K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг} / \text{моль}.$$

Властивість розчинів замерзати при нижчій температурі, ніж чистий розчинник, використовується для виготовлення різних охолоджуючих сумішей і розчинів (антифризів). Так 66,7% водний розчин етиленгліколю замерзає при -75°C , хоча етиленгліколь замерзає при -11°C , а вода – при 0°C . Зокрема, антифризи використовуються у системах охолодження двигунів.

Властивості розчинів електролітів

Колігативні властивості розчинів неелектролітів (Δp , $\Delta t_{\text{кип.}}$, $\Delta t_{\text{кр.}}$, $P_{\text{осм}}$) лінійно залежать від концентрації розчинів. Для розчинів електролітів – кислот, основ або солей такої самої концентрації спостерігаються істотні відхилення від законів Рауля і Вант-Гоффа.

У розчинах електролітів число частинок не відповідає числу молекул, воно збільшується за рахунок електролітичної дисоціації розчиненої речовини (див. лекцію 9). Тому експериментальні значення величин (Δp , $\Delta t_{\text{кип.}}$, $\Delta t_{\text{кр.}}$, $P_{\text{осм}}$) для розчинів кислот, основ і солей більші, ніж теоретично обчислені за відповідними законами Рауля і Вант-Гоффа. Для оцінки міри відхилення Вант-Гофф запропонував ввести так званий ізотонічний коефіцієнт i , який є відношенням відповідних експериментальних значень величин (Δp , $\Delta t_{\text{кип.}}$, $\Delta t_{\text{кр.}}$, $P_{\text{осм}}$) до теоретично обчислених.

$$i = \frac{\Delta p_{\text{експ.}}}{\Delta p_{\text{теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип.експ.}}}{\Delta t_{\text{кип.теор.}}} = \frac{\Delta t_{\text{кр.експ.}}}{\Delta t_{\text{кр.теор.}}} = \frac{P_{\text{осм.експ.}}}{P_{\text{осм.теор.}}}.$$

Ізотонічний коефіцієнт i пов'язаний зі ступенем дисоціації електроліту α співвідношенням:

$$\alpha = \frac{i - 1}{k - 1},$$

де k – число іонів, на які дисоціює одна молекула електроліту, наприклад, для KCl $k = 2$, для Na_2SO_4 $k = 3$

Для розчинів електролітів:

$$\Delta P = P_0 \cdot \frac{i \cdot \nu_2}{\nu_1 + i \cdot \nu_2};$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot E \cdot C_m;$$

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C_M \cdot R \cdot T.$$

За величиною ступеня дисоціації 0,001 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на сильні і слабкі. До сильних електролітів належать електроліти, які у водних розчинах дисоціюють практично повністю, необоротно. Це майже всі солі, сильні кислоти (HCl , HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4), сильні основи (основи лужних та лужноземельних металів – $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$).

Наприклад: кислота: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$;

основа: $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$;

сіль: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$.

Слабкі електроліти дисоціюють частково. До них належать органічні кислоти (CH_3COOH), слабкі неорганічні кислоти (H_2CO_3 , H_2S , HCN , H_2SiO_3) та слабкі основи (NH_4OH , $Pb(OH)_2$, $Fe(OH)_2$). Дуже слабким електролітом є вода H_2O . Ступінь електролітичної дисоціації визначають експериментально за величиною ізотонічного коефіцієнта:

$$\alpha = \frac{i-1}{k-1}$$

де i – ізотонічний коефіцієнт, обчислюється за температурами кипіння, кристалізації чи за осмотичним тиском розчину (див. лекцію 11);

k – число іонів, на які дисоціює одна молекула електроліту.

Характерною особливістю слабких електролітів є оборотність їх дисоціації і встановлення хімічної рівноваги між іонами і недисоційованими молекулами. Наприклад слабка оцтова кислота дисоціює оборотно:



Стан рівноваги такого оборотного процесу характеризується константою рівноваги, яка називається константою дисоціації (K_{disc}):

$$K_{disc} = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]},$$

де $[H^+]$, $[CH_3COO^-]$, $[CH_3COOH]$ – рівноважні концентрації.

Між константою (K_{disc}) і ступенем дисоціації (α) існує залежність, відома як *закон розведення Оствальда*:

$$K_{disc} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha},$$

C – концентрація слабого електроліту, *моль/л*.

Якщо електроліт є дуже слабким, то $\alpha \ll 1$, тоді $(1 - \alpha) \rightarrow 1$, а закон розведення запишеться так:

$$K_{disc} = C \cdot \alpha^2; \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{disc}}{C}}.$$

K_{disc} залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, температури, але не залежить від концентрації розчину. Константа дисоціації характеризує

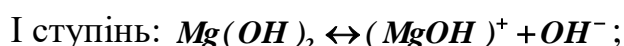
здатність кислоти чи основи розпадатись на іони: чим більша константа дисоціації, тим легше дисоціює електроліт, тим сильнішою є кислота чи основа (див. додаток 3).

Слабкі багатоосновні кислоти, багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. Наприклад:

слаба кислота:



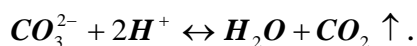
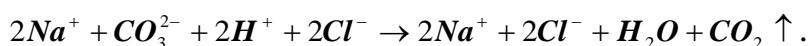
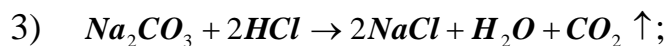
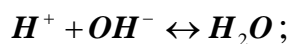
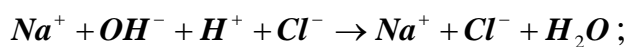
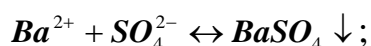
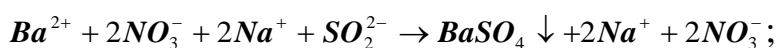
слаба основа:



Дисоціація кожної наступної стадії проходить меншою мірою, ніж попередньої. Відповідно константи дисоціації зменшуються: $K_1 > K_2 > K_3 \dots$

3. Реакції обміну в розчинах електролітів. Іонні рівняння

Реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами лише тоді, коли внаслідок взаємодії утворюється малорозчинна, газоподібна чи малодисоційована сполука – слабкий електроліт. При складанні іонних рівнянь такі речовини записуємо у вигляді недисоційованих молекул, а сильні розчинні електроліти записуємо у вигляді іонів. Приклади запису хімічних рівнянь у молекулярній, повній і скороченій іонній формах:



4. Гідроліз солей.

Іонний добуток води

Вода – слабкий електроліт ($\alpha = 1,8 \cdot 10^{-6}$), дисоціює оборотно.



$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]};$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O].$$

Оскільки ступінь дисоціації α дуже мала величина, то практично $[H_2O]$ є постійною.

Тоді:

$$K \cdot [H_2O] = const = K_{H_2O};$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O}.$$

Отже, при постійній температурі у розбавлених розчинах добуток концентрації іонів Гідрогену і гідроксилу є величина стала. Ця величина називається *іонним добутком води* (K_{H_2O}). З підвищенням температури K_{H_2O} зменшується.

У чистій воді при $22^\circ C$ $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, а $K_{H_2O} = 10^{-14}$. При $100^\circ C$ $K_{H_2O} = 74 \cdot 10^{-14}$.

Водневий показник (pH)

Для характеристики кислотності чи лужності середовища введено спеціальну величину – водневий показник (pH). Це від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів Гідрогену:

$$pH = -\lg C_{H^+}$$

Водневий показник pH визначає характер розчину.

Нейтральний розчин: $C_{H^+} = C_{OH^-} = 10^{-7}$ моль/л, $pH = 7$.

Кислий розчин: $C_{H^+} > C_{OH^-} > 10^{-7}$ моль/л, $pH < 7$.

Лужний розчин: $C_{H^+} < C_{OH^-} < 10^{-7}$ моль/л, $pH > 7$.

Отже, якщо в розчині концентрації іонів Гідрогену H^+ і гідроксилу OH^- однакові, то такий розчин нейтральний, $pH=7$. Надлишок іонів Гідрогену H^+ робить розчин кислим, $pH<7$. Надлишок іонів гідроксилу OH^- робить розчин лужним, $pH>7$.

Індикатори

Для швидкого і наближеного визначення pH різних розчинів користуються індикаторами. Точні значення pH розчину можна дістати за допомогою спеціальних приладів – pH-метрів.

Індикатори – це складні органічні речовини, які змінюють своє забарвлення залежно від концентрації іонів Гідрогену або гідроксилу.

Найважливіші індикатори

Індикатор	Забарвлення у нейтральному середовищі	Інтервал переходу рН	Забарвлення у лужному середовищі	Забарвлення у кислому середовищі
Метилловий оранжевий	жовто-гаряче	3,1 – 4,5	Жовте	Червоне
Лакмус	фіолетове	5 – 8	Синє	Рожеве
Фенол- фталеїн	безбарвне	8,3 – 9,8	Малинове	Безбарвне

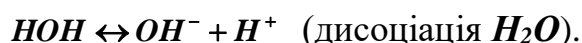
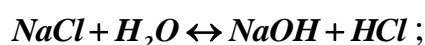
Взаємодія іонів солі з водою, внаслідок якої утворюється слабкий або малорозчинний електроліт, називається *гідролізом*.

У залежності від сили кислоти і основи, які утворили сіль, всі солі можна поділити на чотири типи:

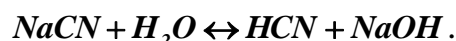
<i>кислоти</i> <i>основи</i>	<i>кислоти сильні</i>	<i>кислоти слабкі</i>
Основи сильні	I. NaCl, KNO₃, BaCl₂, K₂SO₄	II. Na₂CO₃, NaCN, K₂S, Ca(NO₂)₂
Основи слабкі	III. ZnCl₂, CuSO₄, NH₄Cl, Al(NO₃)₃	IV. NH₄CN, CH₃COON₄ Al₂S₃, Al₂(CO₃)₃,

Гідролізу зазнають лише солі, що утворюються з участю слабких кислот чи основ.

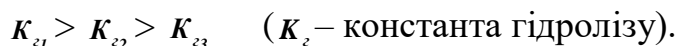
I. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою не гідролізують. Розчини цих солей нейтральний ($pH = 7$):



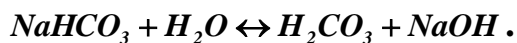
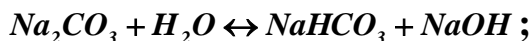
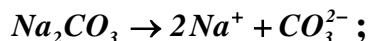
II. Солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою: гідролізує аніон, середовище лужне ($pH > 7$):



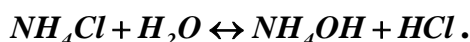
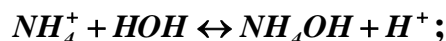
Якщо гідролізує багатозарядний іон, то гідроліз іде в кілька стадій (ступенів), при цьому переважає гідроліз по першій стадії:



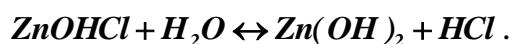
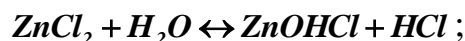
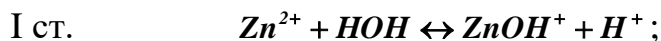
Наприклад, гідроліз двозарядного аніона CO_3^{2-} :



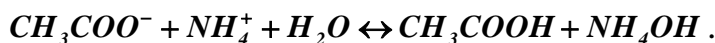
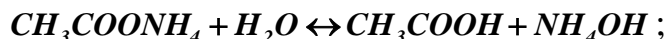
III. Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою: гідролізує катіон, середовище кисле ($pH < 7$):



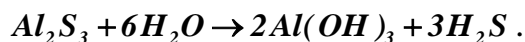
Ступінчатий гідроліз двозарядного катіона Zn^{2+} :



IV. Солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою: внаслідок гідролізу утворюються дві малодисоційовані або мало розчинні речовини. Багато солей цього типу гідролізують необоротно і до кінця. Значення рН визначаються константою дисоціації більш слабого електроліту (кислоти чи основи):



Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію з водою:



Отже, солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою у водних розчинах не існують. Тому у хімічних реакціях, де мала б утворитись така сіль, замість неї утворюються продукти її гідролізу – слаба кислота і слаба основа:



Лекція 8. Окисно-відновні реакції.

План

1. Ступені окиснення. Поняття окисника і відновника.
2. Найважливіші окисники та відновники.
3. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.
4. Типи окисно-відновних реакцій.
5. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій.

1. Ступені окиснення. Поняття окисника і відновника

Реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення елементів, називають *окисно-відновними* (ОВР).

Ступінь окиснення елемента (ст.ок.) – умовний заряд, який обчислюється, виходячи з припущення, що електронейтральна молекула складається тільки з іонів. Наприклад: $\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}$, $\overset{+4}{C}\overset{-2}{O}_2$, $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$, $\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O}_3$, $\overset{+1}{Na}_2\overset{+6}{S}\overset{-2}{O}_4$.

Негативні значення ступеня окиснення виявляють атоми тих елементів, які або приєднують електрони від інших атомів, або в бік яких за рахунок їх високої електронегативності зміщено одну чи кілька спільних пар електронів хімічного зв'язку. Негативні ступені окиснення мають неметали, починаючи з IVA групи, Гідроген у гідридах металів (NaH, CaH₂), де ст.ок. (H) = -1. Можливі негативні значення ст.ок. (-4, -3, -2, -1) реалізуються, наприклад, у таких сполуках: CH₄, NH₃, PH₃, AsH₃, H₂S, H₂Se, Na₂S, HF, HCl, HBr, HI тощо. Значення негативного *с.о.* елементів груп від IVA до VIIA можна визначити за формулою: ст.ок. (R) = N_{гр} - 8, де N_{гр} – номер групи елемента, R – символ елемента.

Позитивні ступені окиснення атоми елементів мають тоді, коли віддають свої електрони іншим атомам; або коли спільні електронні пари хімічного зв'язку зміщені від них у бік більш електронегативних атомів. Такі ступені окиснення мають метали, атоми Гідрогену в більшості сполук з неметалами (NH₃, H₂O), де ст.ок. (H) = +1, Оксиген у сполуках з Флуором (O₂F₂, OF₂), де ст.ок. (O) = +1, +2. Можливі значення *с.о.*: (+1, +2, +3, +4, +5, +6, +7) реалізуються в сполуках, утворених металами та неметалами. Метали проявляють тільки позитивну ступінь окиснення, неметали (за винятком Флуору) як негативні, так і позитивні.

Нульові значення ступенів окиснення виявляють атоми елементів у молекулах простих речовин H-H, N≡N, Cl-Cl, O=O тощо, зокрема, і в кристалах металів та неметалів. У цих речовинах електронні пари хімічних зв'язків між атомами металів чи електрони „електронного газу” в кристалічних ґратках однаковою мірою належать всім сполученим атомам, внаслідок чого умовний заряд дорівнює нулю. Нульові значення *с.о.* притаманні елементам і в більш складних сполуках, наприклад, органічних:

$$0 + 1 - 2$$

$\text{CH}_3\text{COOH} - \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, де ст.ок. (C) = 0.

Розрахунок ступеня окиснення атома елементу в сполуках ґрунтується на тому, що алгебрична сума зарядів усіх елементів у сполуці (тобто сума добутків значень ст.ок. елементів на індекс кожного з них), завжди дорівнює нулю, а в складному іоні – заряду іона. Наприклад, ступінь окиснення елементу (ст.ок.) в деяких структурах:

1. ст.ок. (P) у фосфатній кислоті H_3PO_4 : $(+1) \cdot 3 + \text{с.о.}(\text{P}) + (-2) \cdot 4 = 0$, звідси ст.ок. (P) = +5.

2. ст.ок. (Cr) у дихромат-аніоні $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$: $2 \cdot \text{ст.ок.}(\text{Cr}) + (-2) \cdot 7 = -2$, звідси ст.ок. (Cr) = $(14 - 2)/2 = +6$.

3. ст.ок. (N) у амоніаку NH_3 та в іоні амонію (NH_4^+) : ст.ок. (N) + $(+1) \cdot 3 = 0$, звідси ст.ок. (N) = -3 або ст.ок. (N) + $(+1) \cdot 4 = +1$, ст.ок. (N) = -3.

Вищий ступінь окиснення – це найбільше позитивне його значення, яке, як правило, відповідає номеру групи періодичної системи, тобто кількості електронів валентного рівня, і є важливою кількісною характеристикою цього елементу в його сполуках. Вищий ступінь окиснення в сполуках забезпечується за умови такого найбільш збудженого стану атома, коли всі електрони валентного рівня будуть неспареними, здатними утворювати певну кількість хімічних зв'язків. Якщо відповідний збуджений стан атома є неможливим, вищий ступінь окиснення буде меншим за номер групи. Наприклад, вищий ступінь окиснення Флуору дорівнює 0, а вищий ступінь окиснення Феруму становить +6.

Нижчий негативний ступінь окиснення виявляють неметали у своїх сполуках з менш електронегативними елементами (найчастіше це метали й Гідроген) за рахунок тієї мінімальної кількості електронів, яку вони мають на валентному рівні атомів за нормальних умов.

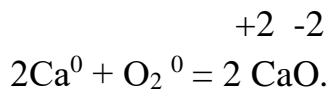
Проміжні ступені окиснення мають атоми елементів у сполуках за рахунок певної кількості неспарених електронів (між мінімальною й максимальною кількістю) на валентних рівнях у проміжних збуджених станах.

Серед очевидних закономірностей зміни ступенів окиснення елементів (у періодах зліва направо), таких як поступове зростання 1) позитивних значень від +1 до +8; 2) негативних значень від -4 до -1 (серед неметалів); треба відзначити ще одну, менш очевидну – сума абсолютних значень нижчого негативного і вищого позитивного ступенів окиснення елементів однієї групи дорівнює восьми.

Ступінь окиснення не можна ототожнювати з валентністю елементу, навіть якщо їхні абсолютні значення співпадають. **Валентність** визначають за кількістю хімічних зв'язків, якими даний атом сполучений з іншими атомами.

Вона не враховує електронегативності атомів, зв'язаних з даним атомом, і не має знаків (+ або -).

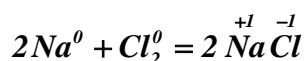
Окисно-відновні реакції можна розглядати як реакції, в яких відбувається конкуренція за електрони, наприклад,



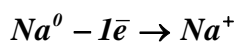
Умовно прийнято вважати, що під час окиснення відновник віддає електрони й збільшує свій ступінь окиснення, а під час відновлення окисник приєднує електрони й зменшує свій ступінь окиснення. Окисно-відновні реакції – це єдність двох протилежних процесів – окиснення й відновлення. Ці реакції називають також редокс-реакціями.

Зміна ступеня окиснення в хімічних реакціях зумовлюється зміщенням електронів від одного атома до іншого (повне зміщення у випадку утворення іонного зв'язку і часткове – коли зв'язок ковалентний полярний).

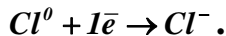
Наприклад, при взаємодії електронейтральних атомів натрію і хлору утворюється два заряджених іони: Na^+ і Cl^- :



Втрата електронів – процес *окиснення*:



Приєднання електронів – процес *відновлення*:

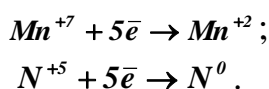


Атоми, молекули або іони, що віддають електрони (збільшують ст.ок.), називають *відновниками* (Na^0). У реакції відновники окиснюються. Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони (зменшують ст.ок.), називають *окисниками* (Cl^0). Під час реакції вони відновлюються.

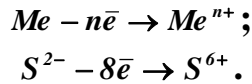
У ОВР число електронів, які віддає відновник, завжди рівне числу електронів, які приєднує окисник. Процеси окиснення і відновлення взаємопов'язані.

2. Найважливіші окисники та відновники

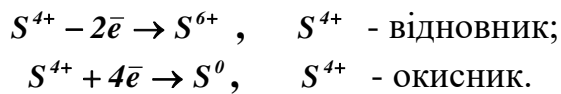
До типових окисників належать речовини, що мають виражену тенденцію до приєднання електронів ($\text{H}^{\overset{+5}{\text{N}}}\text{O}_3$; $\text{K}^{\overset{+7}{\text{Mn}}}\text{O}_4$; $\text{K}_2^{\overset{+6}{\text{Cr}_2}}\text{O}_7$; $\text{Pb}^{\overset{+4}{\text{O}_2}}$; O_2^0 ; F_2^0 ; Cl_2^0). При цьому речовини, до складу яких входять елементи в найвищому ступені окиснення, можуть виявляти лише окисні властивості:



Речовини, до складу яких входять елементи в найнижчому ступені окиснення, можуть виявляти в ОВР тільки відновні властивості (Me^0 ; H_2S^{-2} ; HCl^{-1} ; $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$), наприклад:



Сполуки, до складу яких входять елементи в проміжному ст.ок. можуть бути і окисниками і відновниками ($H_2\overset{+4}{S}\overset{-2}{O}_3$; $H\overset{+3}{N}\overset{-2}{O}_2$; $\overset{+1}{H}_2\overset{-1}{O}_2$), наприклад:



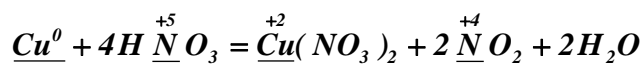
3. Складання рівнянь окисно- відновних реакцій

Існує два методи складання рівнянь ОВР – метод електронного балансу і метод напівреакцій. Обидва методи ґрунтуються на умові, що в ОВР число електронів, відданих відновником, повинно бути рівним числу електронів, які приєднує окисник.

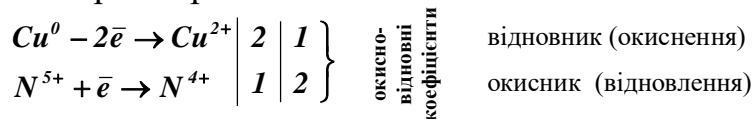
Складання рівнянь методом електронного балансу. При складанні рівнянь методом електронного балансу дії виконуються у наступній послідовності:

- записується схема реакції-речовини, що реагують і продукти реакції;
- виставляються ступені окиснення всіх елементів у рівнянні, підкреслюються ті, що змінили ступінь окиснення;
- записуються електронні рівняння, які показують перехід електронів від відновника до окисника;
- складається електронний баланс: число втрачених і приєднаних електронів повинно бути рівним;
- обчислені при складанні балансу окисно-відновні коефіцієнти виставляються у рівняння;
- урівнюють метали, неметали, Гідроген, перевіряють за Оксигеном.

Приклад:



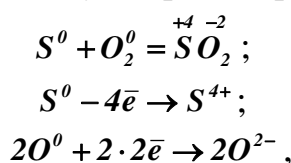
електронні рівняння:



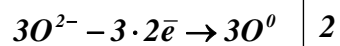
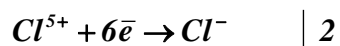
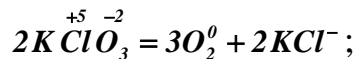
4. Типи окисно-відновних реакцій

Усі ОВР поділяються на три групи:

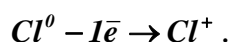
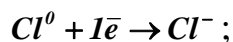
1) міжатомного чи міжмолекулярного окиснення-відновлення, коли окисник і відновник містяться в молекулах різних речовин:



2) внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення, коли окисник і відновник входять до складу однієї молекули:



3) самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування), коли один і той же елемент виступає і окисником і відновником:



5. Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

На процес окиснення-відновлення значною мірою впливають концентрації окисника й відновника. Зі збільшенням концентрації окисника або зменшенням концентрації відновника окисна здатність окисника зростає.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу залежать також від реакції середовища. Наприклад, у кислому середовищі перманганат-іон MnO_4^- відновлюється до іона Mn^{2+} (малинове забарвлення розчину зникає), у нейтральному та слабколужному – до MnO_2 (з'являється осад коричневого кольору), а у лужному – до MnO_4^{2-} (темно-зелене забарвлення). Схематично ці зміни можна подати так:

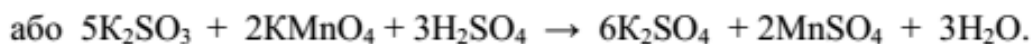
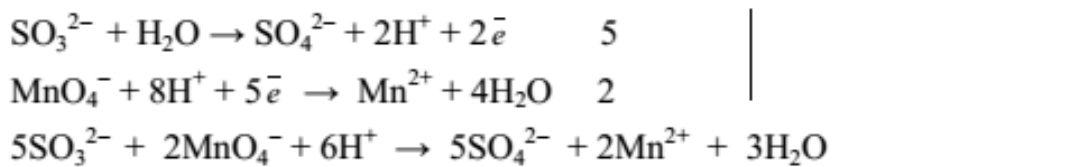
Окислена форма	Відновлена форма	
MnO_4^-	H^+	Mn^{2+} безбарвний розчин
	H_2O	MnO_2 бурий осад
	OH^-	MnO_4^{2-} розчин зеленого кольору

Для створення кислого середовища звичайно використовують розведену сульфатну кислоту. Нітратну та хлоридну кислоти використовують рідко, оскільки перша з них є окисником, а друга – відновником. Для створення сильнолужного середовища застосовують розчини калій гідроксиду й натрій гідроксиду, а для слабколужного – розчин соди.

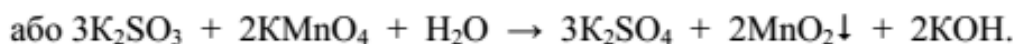
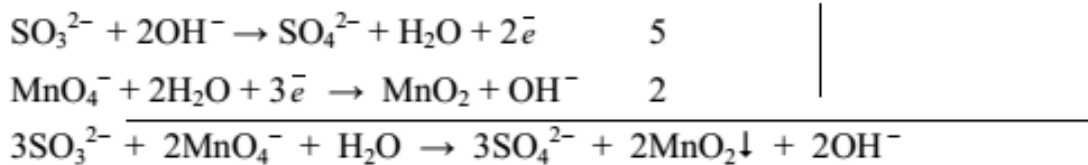
Розглянемо конкретний приклад – реакцію окиснення сульфит-іону SO_3^{2-} до сульфат-іону SO_4^{2-} калій перманганатом у різних середовищах.

Складемо рівняння відповідних реакцій методом напівреакцій.

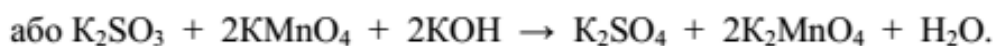
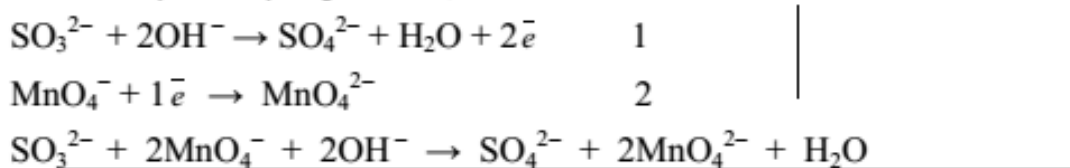
У кислому середовищі:



У нейтральному або слабколужному середовищі:



У сильнолужному середовищі:



Якщо в результаті реакції кількість атомів Оксигену, зв'язаних з атомом елементу–відновника зростає, то процес легше відбувається в лужному середовищі, оскільки джерелом атомів Оксигену є іони OH^- . І навпаки, в кислому середовищі ліпше відбуваються реакції, характерні для атома елементу–окисника, внаслідок яких кількість атомів Оксигену зменшується. Кисле середовище сприяє процесам, в яких іонів H^+ на відновлення витрачається більше, ніж іонів OH^- на окиснення. В протилежних випадках доцільно створювати лужне середовище. Якщо кількість іонів H^+ і OH^- , що беруть участь у реакції, однакова, то реакцію можна проводити в нейтральному середовищі.

РЕКОМЕНДОВАНІ ДЖЕРЕЛА ІНФОРМАЦІЇ

Основні

1. Рейтер Л. Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи неорганічної хімії. – К.: Каравела, 2018. - 304 с.
2. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: підручник. - К. Ірпінь: Перун, 2007. - 480 с.
3. Загальна хімія: підручник / Панасенко О. І. [та ін.]. – Запоріжжя: Вид-во ЗДМУ, 2015. - 422 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. Яворський В. Т. Неорганічна хімія: підручник. Львів: Видавництво Львівської політехніки. 2016. С. 324.
6. Кириченко В. І. Загальна хімія.- К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
7. Корчинський Г. А. Хімія. - Вінниця, 2002. – 367 с.

Допоміжні

1. Гулай О. І., Стрільчук Л. В. Хімія з основами біогеохімії. Практикум. – Луцьк, РВВ ЛНТУ, 2008. – 270 с.
2. Телегус В. С., Бодак О. І., Заречнюк О. С., Кінджибало В. В. Основи загальної хімії. - Львів: Світ, 2000. – 230 с.
3. Хімія. Підручник. Частина І. Загальна хімія. За ред. акад. УАН Голубєва А.В. – К.: Кондор-Видавництво., 2016. – 264 с.
4. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі: навч. посіб. Львів. «Магнолія 2006». 2018. С. 412.
5. Назарко І.С. Загальна хімія: навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей / І.С. Назарко , О.І. Вічко. – Тернопіль: Тернопільський національний технічний університет імені Івана Пулюя, 2019. – 192 с.
6. Руденко Н.П. Комплексні сполуки: Навч. посібник. - Дніпропетровськ: НМетАУ, 2008. – 36 с.
7. <http://chemistry-chemists.com>.

ДОДАТКИ

Періодична система хімічних елементів Д. Менделєєва
(короткий варіант)

Період	Група													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1,0079 Гідроген Водень								He 2 4,0026 Гелій					
2	Li 6,941 Літій	Be 9,012 Берилій	B 10,81 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,0067 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон						
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,981 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,973 Фосфор	S 32,06 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон						
4	K 39,098 Калій	Ca 40,08 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,90 Титан	V 50,941 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,70 Нікель				
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,22 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,905 Родій	Pd 106,4 Паладій				
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,905 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,09 Платина				
7	Fr [223] Францій	Ra 226,025 Радій	**Ac [227] Актиній	Rf [261] Резерфордій	Db [262] Дубній	Sg [263] Сибгортій	Bh [262] Борій	Hs [265] Гасій	Mt [266] Майтнерій	Uun [272] Уунуній				
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄						
Леткі водневі сполуки				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR							
*Лантаніди	58 Ce 140,908 Церій	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометій	62 Sm 150,4 Самарій	64 Eu 151,96 Європій	65 Tb 158,925 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій		
**Актиноїди	90 Th 232,038 Торій	91 Pa [231] Протактиній	92 U 238,029 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюріцій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделєвій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій

РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ

Розчинність												
Катіони	Аніони											
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	-	P	P	P	P	P	P	-	P
Na ⁺ , K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Li ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P
Mg ²⁺	M	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al ³⁺	H	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	M
Cr ³⁺	H	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P
Zn ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ni ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	P	P	P	H	-	P	P	H	-	H	P
Co ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	-	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg ²⁺	-	P	M	H	H	H	P	P	H	H	-	P
Hg ⁺	-	H	H	H	H	-	M	P	H	H	-	M
Cu ²⁺	H	P	P	P	H	H	P	P	H	-	-	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	H	-	P	P	H	-	-	P
Pb ²⁺	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P
Ag ⁺	-	H	H	H	H	-	M	P	H	H	-	M

P – розчиняється у воді.
 M – мало розчиняється у воді.
 H – практично не розчиняється.
 Риска – сполука розкладається водою або не існує.

СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ МЕТАЛІВ

Електрод	φ_0, B	Електрод	φ_0, B
Li^+/Li	- 3,04	Fe^{2+}/Fe	- 0,44
Rb^+/Rb	- 2,92	Cd^{2+}/Cd	- 0,40
K^+/K	- 2,92	Co^{2+}/Co	- 0,28
Ba^{2+}/Ba	- 2,90	Ni^{2+}/Ni	- 0,25
Ca^{2+}/Ca	- 2,87	Sn^{2+}/Sn	- 0,14
Na^+/Na	- 2,71	Pb^{2+}/Pb	- 0,13
Mg^{2+}/Mg	- 2,37	$2H^+/H_2$	- 0,00
Al^{3+}/Al	- 1,70	Sb^{3+}/Sb	+ 0,20
Ti^{2+}/Ti	- 1,60	Bi^{3+}/Bi	+ 0,21
Zr^{4+}/Zr	- 1,58	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34
Mn^{2+}/Mn	- 1,18	Ag^{2+}/Ag	+ 0,80
Cr^{2+}/Cr	- 0,91	Hg^{2+}/Hg	+ 0,85
Zn^{2+}/Zn	- 0,76	Pt^{2+}/Pt	+ 1,19
Cr^{3+}/Cr	- 0,74	Au^{3+}/Au	+ 1,50

Загальна та неорганічна хімія (частина 1) [Текст]: конспект лекцій для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Харчові технології» галузі знань G Інженерія, виробництво та будівництво спеціальності G 13 Харчові технології денної та заочної форм навчання. / уклад. В.Я. Шемет – Луцьк: ЛНТУ, 2025. – 72 с.

Комп'ютерний набір
Редактор

В.Я. Шемет
В.Я. Шемет

Підп. до друку «__»_____2025 р. Формат 60x84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 4,5.
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ
Луцького національного технічного університету
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75
Друк – ІВВ ЛНТУ