

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

ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ З ХІМІЇ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

Одеса 2013

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

ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ З ХІМІЇ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

«ЗАТВЕРДЖЕНО»
на засіданні робочої групи
методичної ради
«Заочна та післядипломна освіта»

Одеса 2013

ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ З ХІМІЇ. Збірник методичних вказівок з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу заочного факультету напрямку підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування».

Укладачі: Герасименко Г.І, доц., к.х.н., Шепеліна С.І., ас., Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 108 с.; укр. мова.

ЗМІСТ

	с.
Вступ.....	5
1. Основні поняття та закони хімії.....	6
1.1 Основні поняття хімії.....	6
1.1.1 Питання до самоконтролю.....	10
1.2 Основні закони хімії.....	11
1.2.1 Питання до самоконтролю.....	17
1.3 Розв'язання типових задач.....	18
1.3.1 Визначення хімічних формул за валентністю.....	18
1.3.2 Кількість речовини. Молярна маса.....	19
1.3.3 Розрахунки за хімічними формулами.....	20
1.3.4 Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка.....	21
1.3.5 Рівняння стану ідеальних газів Менделєєва-Клапейрона.....	22
1.3.6 Закон еквівалентів. Молярні маси еквівалентів речовин.....	23
1.4 Індивідуальні завдання.....	25
1.4.1 Визначення молярної маси еквівалента сполук.....	25
1.4.2 Розрахунки за газовими законами.....	26
2. Будова атома.....	27
2.1 Будова атома.....	27
2.1.1 Питання до самоконтролю.....	29
2.1.2 Приклади розв'язання завдань.....	30
2.1.3 Індивідуальні завдання.....	31
2.2 Будова багатоелектронних атомів.....	31
2.2.1 Порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів у багатоелектронних атомах.....	31
2.2.2 Питання до самоконтролю.....	35
2.2.3 Приклади розв'язання завдань.....	35
2.2.4 Індивідуальні завдання.....	37
3. Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва.....	37
3.1 Періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Періоди, групи, підгрупи.....	38
3.2 Періодична зміна властивостей елементів відповідно до електронної будови атома.....	39
3.3 Електронегативність.....	41
3.3.1 Питання до самоконтролю.....	42
3.3.2 Приклади розв'язання завдань.....	42
3.3.3 Індивідуальні завдання.....	44

4 Хімічний зв'язок та будова молекул.....	45
4.1 Типи та характеристика хімічного зв'язку.....	45
4.1.1 Питання до самоконтролю.....	50
4.1.2 Приклади розв'язання завдань.....	50
4.1.3 Індивідуальні завдання.....	52
5 Закономірності перебігу хімічних реакцій.....	53
5.1 Енергетика хімічних реакцій.....	53
5.1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки.....	53
5.1.2 Перший закон термодинаміки.....	55
5.1.3 Другий закон термодинаміки.....	57
5.1.4 Питання до самоконтролю.....	61
5.1.5 Приклади розв'язання завдань.....	62
5.1.6 Індивідуальні завдання.....	65
5.2. Хімічна кінетика.....	66
5.2.1. Швидкість хімічних реакцій.....	66
5.3 Хімічна рівновага.....	68
5.3.1 Питання до самоконтролю.....	71
5.3.2 Приклади розв'язання завдань.....	72
5.3.3 Індивідуальні завдання.....	74
6. Розчини.....	77
6.1 Способи визначення складу розчинів.....	77
6.1.1 Масові концентрації.....	77
6.1.2 Об'ємні концентрації.....	78
6.1.3 Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини.....	79
6.1.4 Питання до самоконтролю.....	79
6.1.5 Приклади розв'язання завдань.....	80
6.1.5 Індивідуальні завдання.....	84
6.2 Водні розчини електролітів.....	88
6.2.1 Дисоціація електролітів.....	89
6.3 Реакції обміну в розчинах електролітів.....	91
6.4 Йонний добуток води. Водневий показник.....	92
6.5 Гідроліз солей.....	93
6.5.1 Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.....	96
6.6 Питання до самоконтролю.....	97
6.7 Приклади розв'язання завдань.....	98
6.8 Індивідуальні завдання.....	100
6.8.1 Індивідуальні завдання «Гідроліз солей»	100
6.8.2 Індивідуальні завдання «Реакції обміну в розчинах електролітів».....	101
Додаток.....	103
Список використаної літератури.....	108

Вступ

Природознавство розкриває суть явищ природи, загальні закони руху в природі. Хімія відноситься до комплексу інтенсивно виучуваних сучасних наук в біологічному, екологічному, геолого-географічному напрямках, що вивчають природу та обґрунтовують суть філософських тлумачень. Хімія – наука, що вивчає властивості, склад і будову речовин, їхні взаємні перетворення, шляхи перетворень та явища, які при цьому спостерігаються.

Визначення хімії як науки вперше дав М.В.Ломоносов: «Хімічна наука розглядає властивості і зміни тіл... склад тіл... пояснює причину того, що з речовинами під час хімічних перетворень відбувається». «Хімія – це вчення про елементи та їхні сполуки» – це визначення хімії Д.І. Менделєєвим.

Отже, хімія – фундаментальна наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку. В процесі вивчення хімії формується діалектичне мислення, розширюється світогляд, правильне розуміння явищ навколишнього світу, виховується екологічна культура та ерудиція.

«Практичні завдання з хімії» – збірник методичних вказівок з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» становить *за мету*:

- оволодіти теоретичним матеріалом певного розділу дисципліни;
- застосовувати знання в практичній площині: вміти вести розрахунки та передбачати зміни в хімічних процесах під впливом різних чинників навколишнього середовища;
- отримати навички в плануванні та проведенні досліджень.

Збірник методичних вказівок містить теоретичні відомості з дисципліни за розділами:

- Основні поняття та закони хімії;
- Будова атома;
- Періодичний закон та система Д.І. Менделєєва;
- Хімічний зв'язок та будова молекул;
- Закономірності перебігу хімічних реакцій;
- Розчини.

В кожному розділі надані питання для самоконтролю, наведені приклади розв'язання завдань та індивідуальні завдання для перевірки засвоєння матеріалу.

Пріоритетним напрямком хімії є охорона навколишнього середовища та раціональне використання природних ресурсів, визначення джерел, складу і напрямку дії забруднювачів біосфери.

Як показують сучасні екологічні дослідження лише хімія може успішно вирішувати питання охорони довкілля, екологічного моделювання природних процесів, міграції хімічних елементів, їх ізотопів, сполук, дати класифікацію хімічних забруднювачів усіх видів походження. Глибоке знання хімії, хімічних основ екології потрібні фахівцям усіх галузей народного господарства для збереження навколишнього середовища.

1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1 Основні поняття хімії

Атомно-молекулярна теорія. Уявлення про атоми (грецькою – неподілені) зародились у глибокій давнині як про первинні частинки всесвіту. Перші відомості про них зустрічаються у стародавніх індуських філософів (VI в. до н.е.), однак найбільшого розвитку атомістика набула у працях філософів Стародавньої Греції (Левкіпп, Демокрит, Епікур).

Але антична атомістика не вплинула на розвиток науки про речовини тому, що не була підтримана експериментально.

Атомно-молекулярне вчення в хімії остаточно затвердилося лише в середині XIX ст. На Міжнародному з'їзді хіміків в м. Карлсруе в 1860 р. було прийнято визначення понять молекули й атома.

Молекула – це найменша частинка даної *речовини*, що має її хімічні властивості, які визначаються її складом і хімічною будовою.

Атом – найменша частинка *хімічного елемента*, що зберігає всі його хімічні властивості, які визначаються його будовою.

Атом – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Атоми входять до складу молекул простих і складних речовин. Поняття молекули й атома співпадають для одноатомних молекул, наприклад, у інертних газах. Їхні атоми у вільному стані – це одноатомні молекули.

Йони – це електрично заряджені частинки, на які перетворюються атоми або молекули при відщепленні чи приєднанні ними електронів.

Кожен окремий вид атомів називається *хімічним елементом*. Позитивний заряд ядра атома, який дорівнює порядковому номеру елемента, є головною його характеристикою та відмінною ознакою різних видів атомів.

Хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра. Відомо **116** елементів.

Проста речовина – речовина, що складається з атомів одного елемента.

Складна речовина – речовина, до складу якої входять атоми різних хімічних елементів.

Поняття «*проста речовина*» та «*хімічний елемент*» різні. Проста речовина характеризується певними густиною, розчинністю, температурами плавлення і кипіння тощо. Ці властивості стосуються *сукупності* атомів і для різних простих речовин вони неоднакові.

Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра атома, ступенем окиснення, ізотопним складом тощо. Властивості елемента стосуються його *окремих* атомів.

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

Алотропія – явище існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин, різних за будовою і властивостями.

Алотропна форма (модифікація) – конкретний тип простої речовини, зумовлений двома причинами: різним числом атомів у молекулі (кисень O_2 і озон O_3 , білий фосфор P_4 і червоний фосфор P_8); утворенням різних кристалічних форм (наприклад, алмаз, графіт і карбід).

Атомна одиниця маси (а.о.м.) – 1/12 частина маси атома ізотопу Карбону ^{12}C , тобто $1,6608 \cdot 10^{-27}$ кг, взята за одиницю атомної маси. Відносна атомна маса хімічного елемента – A_r – безрозмірна величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома Карбону ^{12}C , (індекс r – від лат. *relativus* – відносний):

$$A_r = \frac{m_a}{1/12 m_a(^{12}C)}$$

$$A_r(H) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 1,0079;$$

$$A_r(O) = \frac{2,657 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 15,9994.$$

Відносна атомна маса – одна з основних характеристик хімічного елемента, а відносна молекулярна маса речовини – основна характеристика речовини.

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – безрозмірна величина, що дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопічного складу речовини до 1/12 маси атома Карбону ^{12}C .

Відносна молекулярна маса чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас, що входять до складу молекули речовини. Наприклад,

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + 1A_r(O) = 2 \cdot 1,0079 + 1 \cdot 15,9994 = 18,0153 \approx 18$$

Замість термінів «відносна атомна маса» та «відносна молекулярна маса» можна вживати терміни «атомна маса», «молекулярна маса», що виникли історично.

За одиницю *кількості речовини* у Міжнародній системі одиниць (СІ) взято *моль*.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів та ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C .

Кількість структурних одиниць (атомів) в 0,012 кг Карбону можна визначити, знаючи масу одного атома Карбону ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг):

$$N_a = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Це число називають *сталю Авогадро* (N_A , розмірність моль⁻¹) і показує число структурних одиниць у моль будь-якої речовини.

Це число уявляє собою не моль самих частинок, а тільки їхнє число, яке визначає кількість речовини системи, званої «моль».

Молярна маса (M) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини: $M = \frac{m}{n}$

Одиниця молярної маси – кг/моль або г/моль.

Чисельне значення молярної маси M в г/моль дорівнює відносній молекулярній масі.

Наприклад, $M_r(\text{Ca}) = 40$, $M(\text{Ca}) = 40$ г/моль;
 $M_r(\text{CaCO}_3) = 100$, $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль.

Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі: $V_m = \frac{V}{n}$

Одиниця молярного об'єму – м³/моль або дм³/моль (л/моль).

При кількості речовини $n = 1$ моль $V_m = 22,4$ л чи $22,4 \cdot 10^{-3}$ м³.

Слід розрізняти *поняття маса і кількість* речовини. Між масою речовини (m , г), кількістю речовини (n , моль) і молярною масою (M , г/моль) існують певні співвідношення:

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

За цими формулами визначають молярну масу речовини, масу певної кількості речовини або визначають число *моль* речовини у відомій масі його.

Хімічний еквівалент речовини – деяка реальна або умовна частка речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях йонного обміну рівноцінна одному атому (одному йону водню) або заміщує його.

Фактор еквівалентності речовини (f_{екв}) – є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

Молярна маса еквівалента речовини – $M_{екв}$ (кг/моль, г/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M.$$

Молярний об'єм еквівалента газу (V_{екв}) – дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм цього газу (м³/моль, л/моль)

$$V_{екв} = f_{екв} \cdot V_m$$

Кількість речовини еквівалента KPE (моль) – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента: $KPE (n_{екв}) = \frac{m}{M_{екв}} = \frac{V}{V_{екв}}$.

Хімічні символи, формули, рівняння. Елементи прийнято позначати хімічними символами. Символ – умовний знак хімічного елемента, який складається з перших букв латинської назви елемента. Наприклад, назва Гідрогену – Hydrogenium, позначення – H , Оксигену – Oxigenium – O , Феруму – Ferrum – Fe та інші.

Склад простих та складних речовин зображується за допомогою *хімічних формул*.

Хімічна формула – символічний запис складу або структури молекули, йона, радикала. Розрізняють хімічні формули: емпіричні, структурні, електронні.

Емпірична формула – хімічна формула, що показує якісний склад і співвідношення між кількостями атомів елементів у молекулі речовини (тобто кількісний склад). Наприклад, формула H_3PO_4 показує, що фосфатна кислота містить 3 атома Гідрогену, один атом Фосфору, 4 атома Оксигену.

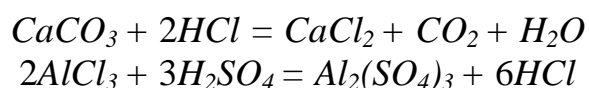
Індекс – цифра у хімічній (емпіричній) формулі речовини, що стоїть знизу праворуч від символу хімічного елемента і вказує кількість атомів даного хімічного елемента у молекулі речовини.

Структурна формула – хімічна формула, що характеризує взаємне розташування атомів у молекулі.

Валентність – здатність атомів утворювати певну кількість хімічних зв'язків з іншими атомами. Одиниця валентності у структурній формулі зображується рисою



Хімічні рівняння записують за допомогою хімічних формул і символів. Вони служать для зображення хімічних реакцій і відображають закон збереження маси. У кожному рівнянні є дві частини, сполучені знаком «дорівнює». У лівій частині записують формули речовин, що вступають в реакцію (*реагентів*), у правій – формули речовин, що утворюються внаслідок реакції (*продуктів реакції*).



Коефіцієнти перед формулами речовини у рівнянні хімічних реакцій називаються *стехіометричними коефіцієнтами* і вказують число молекул (моль), що беруть участь у реакції.

Підбір коефіцієнтів у хімічному рівнянні здійснюється шляхом

простих міркувань після того, як записана схема реакції.

Стехіометричні кількості – кількості речовини, що відповідають рівнянню реакції або формулі.

Стехіометричні розрахунки – це розрахунки за хімічними формулами і рівняннями, а також знаходження формул речовин і рівнянь реакцій.

1.1.1 Питання до самоконтролю

1. Що є предметом вивчення хімії? Як хімія пов'язана з іншими науками?
2. Сформулюйте поняття: а) елемент, атом, молекула; б) проста і складна речовина.
3. Чому число відомих простих речовин перевершує число відомих елементів? Чим відрізняються алотропні модифікації?
4. Визначте, що називається відносною атомною і молекулярною масами.
5. Які дві основні фізичні величини є характеристикою речовини? В яких одиницях вони вимірюються?
6. В яких одиницях вимірюють атомну масу й молекулярну масу? В яких – абсолютні маси атома й молекули?
7. Дайте визначення поняття «моль». Чи можна сказати «моль атомів», «моль молекул», «моль йонів», «моль електронів»?
8. Чим відрізняються поняття «молярна маса» і «молекулярна маса»?
9. Які величини називають молярною масою й молярним об'ємом? Чому дорівнює значення V_m для газів (н.у.)?
10. Що називається фактором еквівалентності? Чим визначається його значення для елементів, простих та складних йонів, кислот, основ, оксидів, солей? Навести приклади.
11. Що називається еквівалентом речовини? При якій умові еквівалент ідентичний самій частинці речовини?
12. Що називають молярною масою еквівалента речовини? Чому вона дорівнює для кислот та основ в реакціях повної нейтралізації?
13. Що називають кількістю речовини еквівалента?
14. Яку величину дають для елемента відношення $M / M_{екв}$ та $A_r / M_{екв}$.
15. Чи є молярна маса еквівалента та кількість речовини еквівалента величинами сталими? Як розраховують ці величини для елемента простої та складної речовини?
16. В чому суть атомно-молекулярного вчення? Сформулюйте його основні положення.
17. Визначте поняття «хімічний символ», «хімічна формула», «рівняння реакції».
18. Що показує хімічна формула сполуки?
19. Чим відрізняється найпростіша формула від молекулярної?

1.2 Основні закони хімії

Закони, на які спирається атомно-молекулярне вчення називають основними. До них належать закони збереження маси, енергії, сталості складу, кратних та об'ємних відношень, закон Авогадро, рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона), закон парціальних тисків, закон еквівалентів. Ці закони отримали назву *стехіометричних*.

Стехіометрія – розділ хімії, який вивчає кількісне співвідношення між речовинами (масовими та об'ємними) в хімічних процесах (від грецьк. – *stoicheion* – основа, начало, елементний склад та – *metreo* – міряти).

Закон збереження матерії. М.В. Ломоносов сформулював в 1748 р. і експериментально довів **закон збереження маси** (1756 р.) речовини:

Маса речовин, що вступають в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Цей закон також експериментально підтвердив і сформулював незалежно від Ломоносова в 1789 р. Лавуазьє.

Закон збереження енергії в 1840 р. сформулював Роберт Майер:

Будь-яка форма енергії здатна перетворюватися у еквівалентну кількість будь-якої іншої форми. Хімічна енергія перетворюється в теплову, хімічна – в електричну, електрична – в теплову і т. ін.

Закон збереження маси речовин і закон збереження енергії – це дві сторони єдиного закону природи – **закону збереження матерії**.

В ізолюваній системі сума мас та енергій є величиною сталою.

Цей закон відтворює єдність вічно рухомої матерії. Ця єдність виражається простим співвідношенням маси m та енергії E в рівнянні **Ейнштейна**: $E = mc^2$, де c – швидкість світла у вакуумі – $2,998 \cdot 10^8$ м/с.

Закон сталості складу речовини. Закон сталості складу вперше сформулював французький вчений – хімік Ж. Пруст в 1808 р.

Кожна чиста речовина незалежно від способу її добування завжди має сталий якісний і кількісний склад.

Але французький хімік Бертолле заперечував закон сталості складу. Тепер виявилось, що закон сталості складу має обмеження, оскільки одержано нові речовини, хімічний склад яких залежить від способу їх добування.

У зв'язку з наявністю сполук змінного складу сучасне формулювання закону сталості складу таке:

Склад сполук з молекулярною структурою, тобто таких, що складаються з молекул, є сталим незалежно від способу добування. А склад сполук з немоллекулярною структурою (атомною, йонною і металевую ґратками) не сталий і залежить від умов добування.

Закон кратних відношень. Вивчаючи сполуки молекулярного типу, сталою складу, Д. Дальтон (1766-1844 рр.) відкрив закон кратних відношень (1803 р.):

Якщо два елементи утворюють кілька сполук, то маси одного з елементів, що припадають у цих сполуках на одну й ту саму масу іншого, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа

Закон еквівалентів. Вивчаючи співвідношення реагентів в реакціях, І. Рихтер в 1792-1800 рр., Дальтона і Волостона (1804-1808 рр.) встановили сполучені ваги або еквіваленти, пропорційно яким необхідно брати маси реагуючих речовин.

Хімічний еквівалент – деяка умовна або реальна частина речовини, що реагує без залишку з 1 моль атомарного водню або заміщує таку саму кількість водню у хімічній реакції.

Закон еквівалентів сформульовано після введення поняття еквівалент.

Речовини взаємодіють одна з одною у кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам.

Друге рівнозначне формулювання:

Маси (об'єми) реагуючих одна з одною речовин пропорційні їхнім еквівалентним масам (об'ємам).

Кількість речовини еквівалента (моль) – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента

$$KPE (n_{екв}) = \frac{m}{M_{екв}}$$

Якщо речовина А реагує з речовиною В, то

$$n_{екв}(A) = n_{екв}(B),$$

Звідси
$$\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)} \text{ або } \frac{V(A)}{V_{екв}(A)} = \frac{V(B)}{V_{екв}(B)}$$

Молярна маса еквівалента речовини (г/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{екв}(B) = f_{екв} \cdot M(B); \quad V_{екв}(B) = f_{екв} \cdot V_m(B)$$

Молярний об'єм еквівалента газу (л/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм цього газу.

Наслідком із закону еквівалентів будуть математичні вирази:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)}, \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}, \quad \frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{V_{екв}(B)},$$

де $m(A)$, $m(B)$, $V(A)$, $V(B)$ – маси (об'єми) реагуючих речовин,
 $M_{екв}(A)$, $M_{екв}(B)$, $V_{екв}(A)$, $V_{екв}(B)$ – їхні молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Молярна маса еквівалента є важливою фізико-хімічною характеристикою. Концентрацію розчинів виражають числом еквівалентів речовини, розчиненої в 1 л розчину та називають еквівалентною концентрацією ($C_{екв}$) або нормальною (C_n).

Для розчинів, концентрація яких визначається

$$C_{екв}(C_n) = \frac{n_{екв}}{V} \quad \text{або} \quad C_{екв} = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

можна записати
$$C_1 V_1 = \frac{m_1}{M_{екв1}} = \frac{m_2}{M_{екв2}} \quad \text{або} \quad C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Для визначення $M_{екв}$ речовини треба розрахувати її фактор еквівалентності.

Фактор еквівалентності елемента дорівнює оберненій величині його валентності:

$$f_{екв} E = \frac{1}{6}; \quad f_{екв} Al = \frac{1}{3}; \quad f_{екв} O = \frac{1}{2}$$

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на валентність хімічного елемента в даній сполуці. Наприклад,

$$f_{екв}(H_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(Cl_2) = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(O_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

Поняття фактора еквівалентності поширюється і на складні сполуки - кислоти, основи, солі, оксиди.

Фактор еквівалентності кислоти дорівнює оберненій величині її основності (кількості йонів H^+ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал)

$$f_{екв} \text{кислоти} = \frac{1}{n(H^+)}$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності основ дорівнює оберненій величині їхній кислотності (кількості йонів OH^- у молекулі основи, які в реакціях заміщуються на кислотні залишки):

$$f_{\text{екв}} \text{ основи} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{KOH}) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на валентність Оксигену:

$$f_{\text{екв}} \text{ оксиду} = \frac{1}{n(\text{O}) \cdot B(\text{O})} = \frac{1}{2n(\text{O})};$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{N}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{NO}) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{N}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6};$$

Фактор еквівалентності солі дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на валентність металу

$$f_{\text{екв}} \text{ солі} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})}$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3 \cdot 1} = \frac{1}{3}; \quad f_{\text{екв}}(\text{CaSO}_4) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6}.$$

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, отже, і еквівалент є *змінними величинами* і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.

Закони ідеальних газів. Оскільки гази є найпростішим об'єктом для дослідження, то їхні властивості і реакції між газоподібними речовинами вивчені найповніше. Вивчення властивостей газів підтвердило реальність існування атомів і молекул, тобто дискретну будову матерії.

Закон об'ємних відношень.

Об'єми газів, що вступають в реакцію при однакових умовах (температура і тиск), відносяться між собою і до об'ємів газоподібних продуктів реакції, як прості цілі числа.

Наприклад, в реакції $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, однакові об'єми Гідрогену та Хлору утворюються два об'єми хлороводню.

Об'єми газів відносяться як $V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 1 : 1 : 2$

Закон об'ємних відношень є наслідком закону кратних відношень і ще раз доводить дискретну будову речовини та реальне існування молекул.

Закон Авогадро. Визначення молярних мас. Вивчаючи властивості газів, закон об'ємних відношень для газів, А. Авогадро висунув гіпотезу, яка згодом була підтверджена експериментально і отримала назву **закону Авогадро** (1811 р.)

В рівних об'ємах будь-яких газів за однакових умов (температура і тиск) міститься однакова кількість молекул

Із закону Авогадро випливають важливі **наслідки**:

- 1) Оскільки 1 моль будь-якого газу містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, то за однакових умов він завжди займає один і той самий об'єм.
- 2) За нормальних умов ($p = 101325$ Па, $T = 273$ К або 0 °С) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

Стала $V_m = 22,4$ л – молярний об'єм газу за н.у.

$$V_m = \frac{V}{n}; \quad n = \frac{V}{V_m}, \quad \text{де } V - \text{об'єм газу за н.у.}$$

- 3) Якщо об'єми двох газів дорівнюють один одному за сталих умов, то кожний з цих газів має і однакові кількості молекул і моль (n)

$$n_1 = n_2$$

Оскільки
$$n = \frac{m}{M},$$

де m – маса газу; M – молярна маса газу;

тоді
$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2}, \quad \text{або} \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D,$$

де D – відносна густина першого газу за другим.

Зазвичай, густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль:

$$D_{H_2} = \frac{M}{M(H_2)}; \quad M = 2 D_{H_2}.$$

Часто густину газу визначають відносно повітря (D_n). Хоча повітря є сумішшю газів, що мають сталі співвідношення, все ж говорять про його середню молярну масу. Вона дорівнює 29 г/моль. У цьому випадку молярна маса визначається за виразом: $M = 29D_n$.

Рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона). Рівняння стану ідеального газу об'єднує всі закони ідеальних газів, використавши закони Бойля-Маріотта й Гей-Люссака. Три параметри – об'єм V , тиск P і температура T ($T = 273 + t$) – визначають фізичний стан газу. Тиск $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст.) і температура 273 К (0 °С) є нормальними умовами стану газу, що в літерних позначеннях цих величин вказується індексом: p_0, T_0 . Об'єм газу за н.у. – V_0 .

Об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака: дає рівняння стану газу:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Клапейрон одержав рівняння при переході до н. у.:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T} = \text{const} = R,$$

ця величина стала, її називають універсальною газовою сталою R . Д.І. Менделєєв застосував це рівняння для 1 моль газу.

Якщо $\frac{V_0 p_0}{T_0} = R$, то $pV = RT$

а для газу кількістю речовини n моль – $pV = nRT$.

Оскільки n дорівнює відношенню маси речовини до її молярної маси:

то $pV = \frac{m}{M} RT$, якщо $V, \text{ м}^3$ та $pV = 1000 \frac{m}{M} RT$, коли $V, \text{ л}$.

Це рівняння отримало назву *рівняння Менделєєва-Клапейрона* і визнано *рівнянням стану ідеального газу*.

Величина R має дуже важливе значення і входить в рівняння фізики і хімії. В системі СІ одиниця об'єму – м^3 , а одиниця тиску – паскаль (Па), то підставляючи відповідні значення в формулу

$$R = \frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}}{\text{моль} \cdot 273 \text{ К}} = 8,314 \frac{\text{м}^3 \cdot \text{Па}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Рівняння стану ідеальних газів використовується для визначення молекулярної маси речовин:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

Закон парціальних тисків (закон Дальтона). *Парціальним тиском* називають ту частину загального тиску газової суміші, яка зумовлена цим газом. *Парціальний тиск газу у суміші* – такий тиск, який мав би цей газ, якби він один займав при такій самій температурі весь об'єм, що його займає суміш газів.

Закон Дальтона:

Загальний тиск суміші газів ($P_{\text{заг.}}$), які хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків газів, що складають суміш

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

Парціальний тиск газу прямо пропорційний його об'ємній або молярній частці в суміші.

Повітря – стала суміш газів: 21% O_2 , 78% N_2 та 1% домішок.
 $P_n = 1$ атм.

$$P_n = 0,21 \cdot P(O_2) + 0,78 \cdot P(N_2) + 0,01 \cdot P(\text{домішки})$$
$$P_n = 0,21 \text{ атм}(O_2) + 0,78 \text{ атм}(N_2) + 0,01 \text{ атм}(\text{дом.})$$

1.2.1 Питання до самоконтролю

1. Сформулюйте закон збереження матерії. Чому цей закон часто називають законом збереження маси? Яка з цих назв більш точніша?
2. Як атомно-молекулярне вчення пояснює закон сталості складу? Сформулюйте цей закон. Чи завжди виконується цей закон? Які у нього обмеження?
3. Які речовини називаються дальтонідами?
4. Як називають речовини змінного складу? Яка причина утворення речовин змінного складу?
5. Сформулюйте закон кратних відношень.
6. Сформулюйте закон еквівалентів. Що зветься хімічним еквівалентом речовини?
7. Чи може одна й та сама речовина мати різні значення молярної маси еквівалента? Від чого це залежить?
8. Як визначити фактор еквівалентності, еквівалент і молярну масу еквівалента в кислотно-основних реакціях, реакціях йонного обміну для кислот, основ, солей та оксидів?
9. Що є еквівалентом і як знаходиться його молярна маса для одноосновних кислот, однокислотних основ і солей, які утворюються при їх взаємодії?
10. Які закони об'єднуються під назвою «закони ідеальних газів»? Які гази називають ідеальними?
11. Які параметри визначають фізичний стан газу й які умови стану газу називають нормальними?
12. Як з рівняння стану газу отримати рівняння Менделєєва-Клапейрона? Яка величина називається універсальною газовою сталою і в яких одиницях її можна визначити?
13. Сформулюйте закон об'ємних відношень.
14. Що називається парціальним тиском газу? Дайте формулювання закону парціальних тисків Дальтона.

15. Як залежить парціальний тиск газів від їх об'ємної та молярної частки в даній суміші?
16. При яких умовах відношення мас газів дорівнює відношенню їхніх молярних або відносних молекулярних мас?
17. Сформулюйте закон Авогадро та наслідки з нього. В чому практична цінність цього закону?
18. За яких випадків рівняння стану ідеального газу використовується для реальних газів?
19. Що називають сталою Авогадро? Як використовують її для визначення мас атомів і молекул?

1.3 Розв'язання типових задач

1.3.1 Визначення хімічних формул за валентністю

Формули хімічних сполук елементів визначаємо з використанням правила взаємного насичення валентностей:

$$B(A) \cdot i(A) = B(C) \cdot i(C),$$

де B – валентність елементів A та C ; i – індекс.

За цим рівнянням визначаємо валентності хімічних елементів у бінарних сполуках, беручи до уваги, що валентність кисню дорівнює двом, водню – одиниці.

Задача 1. Визначення формул хімічних сполук.

Приклад. Знайти емпіричну формулу оксидів Хрома (III) та Стануму (IV), знаючи, що Оксиген двовалентний.

Розв'язання. Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$B(\text{Cr}) \cdot i(\text{Cr}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O}); \quad B(\text{Sn}) \cdot i(\text{Sn}) = B(\text{O}) \cdot i(\text{O})$$

$$\text{Для Cr} \quad 3 \cdot i(\text{Cr}) = 2 \cdot i(\text{O}), \quad \frac{i(\text{Cr})}{i(\text{O})} = \frac{2}{3}$$

$$\text{Для Sn} \quad 4 \cdot i(\text{Sn}) = 2 \cdot i(\text{O}), \quad \frac{i(\text{Sn})}{i(\text{O})} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$$

Відповідь: Емпіричні формули: оксиду Хрома – Cr_2O_3 , оксиду Станума – SnO_2 .

Задача 2. Визначення валентності хімічних елементів у сполуках.

Приклад. Знайти валентність Мангану в його оксиді Mn_2O_7 та Силіцію в його гідридi – SiH_4

Розв'язання. Застосовуємо правило взаємного насичення валентностей.

$$\begin{aligned} \text{Для } Mn_2O_7: \quad & B(Mn) \cdot i(Mn) = B(O) \cdot i(O) \\ & B(Mn) = \frac{B(O) \cdot i(O)}{i(Mn)} = \frac{2 \cdot 7}{2} = 7 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Для } SiH_4: \quad & B(Si) \cdot i(Si) = B(H) \cdot i(H) \\ & B(Si) = \frac{B(H) \cdot i(H)}{i(Si)} = \frac{1 \cdot 4}{1} = 4 \end{aligned}$$

Відповідь. Валентність Мангану в оксиді Mn_2O_7 дорівнює 7. Валентність Силіцію в гідридi SiH_4 дорівнює 4.

1.3.2 Кількість речовини. Молярна маса

Моль – кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць, скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C .

Стала Авогадро – $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (моль $^{-1}$) – вказує число структурних одиниць у моль будь-якої речовини.

Молярна маса (M) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини (m) до кількості речовини (n), кг/моль; г/моль

$$M = \frac{m}{n}$$

Задача 3. Визначення кількості речовини в певній масі простих і складних речовин.

Приклад 1. Визначити число моль атомів у 3,27 г цинку.

Розв'язання. $M(Zn) = 64,4$ г/моль

$$n(Zn) = \frac{m(Zn)}{M(Zn)} = \frac{3,27 \text{ г}}{64,4 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль.}$$

Відповідь: 3,27 г цинку містять 0,05 моль атомарного Цинку.

Приклад 2. Визначити кількість речовини молекул у 12 г оксиду сульфору (IV).

Розв'язання. Молярна маса оксиду сульфору (IV) складає

$$M(SO_2) = 1 A(S) + 2 A(O); \quad M(SO_2) = 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ г/моль}$$

Знаходимо кількість речовини

$$n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)}; \quad n(\text{SO}_2) = \frac{12}{64} \text{ моль} = 0,188 \text{ моль}$$

Відповідь: 12 г SO_2 містять 0,188 моль молекул SO_2 .

Задача 4. *Визначення маси сполуки за кількістю речовини.*

Приклад. Розрахувати масу йодиду натрію NaI кількістю речовини 0,6 моль.

Розв'язання. Молярна маса дорівнює

$$M(\text{NaI}) = 1A(\text{Na}) + 1A(\text{I}); \quad M(\text{NaI}) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 127 = 150 \text{ г/моль}$$

визначаємо масу NaI

$$m(\text{NaI}) = n \cdot M(\text{NaI}); \quad m(\text{NaI}) = 0,6 \cdot 150 = 90 \text{ (г)}$$

Відповідь: 90 г NaI містять 0,6 моль речовини.

1.3.3 Розрахунки за хімічними формулами

Масова частка речовини – це відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи $\omega(x) = \frac{m(x)}{m}$,

де $\omega(x)$ – масова частка речовини x ; $m(x)$ – маса речовини x ; m – маса всієї системи.

Масова частка – безрозмірна величина, яка визначається в частках від одиниці або у відсотках.

Треба пам'ятати, що для сполуки $B_iC_jD_k$

$$\begin{aligned} \omega B + \omega C + \omega D &= 1 \\ \text{\%}B + \text{\%}C + \text{\%}D &= 100\% \end{aligned}$$

або

Задача 5. *Визначення масової частки хімічного елемента у сполуці.*

Приклад. Розрахуйте масову частку Мангану в оксиді мангану (IV) й оксиді мангану (VII).

Розв'язання. Визначаємо молярні маси речовин

$$M(\text{Mn}) = 55 \text{ г/моль}; \quad M(\text{MnO}_2) = 87 \text{ г/моль}; \quad M(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 222 \text{ г/моль}.$$

Для розрахунків беремо зразок оксидів кількістю речовини 1 моль.

$$m(\text{MnO}_2) = n \cdot M(\text{MnO}_2) = 87 \text{ г.}$$

$$m(\text{Mn}_2\text{O}_7) = n \cdot M(\text{Mn}_2\text{O}_7) = 222 \text{ г.}$$

Оскільки кількість речовини Мангану у MnO_2 – 1 моль, а в оксиді Mn_2O_7 – 2 моль, то маса Мангану в першому оксиді:

$$m(\text{Mn}) = n \cdot M(\text{Mn}); m(\text{Mn}) = 55 \text{ г};$$

у другому оксиді:

$$m(\text{Mn}) = n \cdot M(\text{Mn}); m(\text{Mn}) = 2 \cdot 55 = 110 \text{ г};$$

Рахуємо масову частку Мангану в оксидах:

$$\omega(\text{Mn}) = \frac{m(\text{Mn})}{m(\text{MnO}_2)}; \omega(\text{Mn}) = \frac{55}{87} = 0,632 \text{ або } 63,2\%$$

$$\omega(\text{Mn}) = \frac{m(\text{Mn})}{m(\text{Mn}_2\text{O}_7)}; \omega(\text{Mn}) = \frac{110}{222} = 0,495 \text{ або } 49,5\%$$

1.3.4 Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у. $P=101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T= 273 \text{ К}$), використовують такі формули:

$$M = \rho \cdot V_m = D_{\text{нов}} \cdot 29 = D_{\text{H}_2} \cdot 2;$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

де M – молярна маса, г/моль; ρ – густина газу, г/дм³ (г/л); $D_{\text{нов}}$ D_{H_2} – відносні густини за повітрям і за воднем; n – кількість речовини газу (число моль); V – об'єм газу, дм³ (л); V_m – молярний об'єм, $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$; $n_{\text{молекул}}$ – число молекул газу; N_A – число Авогадро; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Використовуючи ці формули, можна обчислити: число молекул; кількість речовини в об'ємі газу; густину і відносну густину газу за молярною масою газу; молярну масу невідомого газу на основі густини, або відносної густини.

Об'ємна частка (φ) – безрозмірна величина, яка визначається в частках одиниці або у відсотках.

Приклад 1. Визначити кількість речовини CO₂, що міститься в 16,8 л вуглекислого газу.

Розв'язання.
$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{16,8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,75 \text{ моль}$$

Приклад 2. Знайти об'єм, що займає 60 г етану C₂H₆.

Розв'язання.
$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{60 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 44,8 \text{ л.}$$

Приклад 3. Знайти масу 1 дм³ метану CH₄ (н.у.).

Розв'язання. Маса 1 дм³ газу – це густина газу, тому використовуємо формулу

$$M = \rho \cdot V_m$$
$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,715 \text{ г,}$$

Тобто маса 1 дм³ CH₄ – 0,715 г.

Приклад 4. Знайти відносну густину кисню за повітрям.

Розв'язання.

$$D_{\text{повітря}} = \frac{M(\text{O}_2)}{29} = \frac{32}{29} = 1,1$$

Приклад 5. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 11.

Розв'язання.

$$M = D(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = 11 \cdot 4 = 44 \text{ г/моль}$$

1.3.5 Рівняння стану ідеальних газів Менделєєва-Клапейрона

В усіх розрахунках використовується рівняння Менделєєва-Клапейрона: $pV = 1000nRT$ або $pV = 1000 \frac{m}{M} RT$,

якщо об'єм вимірюється в літрах, тиск – в паскалях, маса – в грамах, молярна маса – в г/моль, температура – в К; R – 8,314 Дж/моль·К.

Приклад 1. Який об'єм займає сірководень (H₂S) масою 102 г при температурі 20 °С і тиску 125 кПа.

Розв'язання. Визначаємо кількість речовини сірководню

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2\text{S})}; \quad n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{102}{34} \text{ моль} = 3 \text{ моль}$$

Визначаємо об'єм сірководню за н.у.

$$V(\text{H}_2\text{S}) = n(\text{H}_2\text{S}) \cdot V_m; \quad V(\text{H}_2\text{S}) = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ дм}^3 \text{ (л)}$$

Визначаємо об'єм сірководню за даними умовами, користуючись формулою об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V_1 p_1}{T_1}$$

де p_0 – 101,3 кПа; T_0 = 273 К; V_0 – тиск, температура, об'єм за н.у.;

p_1 – 125 кПа, T_1 = (273+20) = 293 К, V_1 – тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(H_2S) = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 67,2}{125 \cdot 273} = 58,45 \text{ л}$$

Приклад 2. Маса 454 см³ (мл) газу, взятого за температури 37 °С і при тиску 97325 Па, дорівнює 0,626 г. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язання. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо молярну масу газу:

$$pV = 1000 \frac{m}{M} RT, \text{ то } M = \frac{1000mRT}{pV}.$$

$P = 97325 \text{ Па}, V = 0,454 \text{ л}, T = (273+37) = 310 \text{ К}, m = 0,626 \text{ г}.$

$$M = \frac{1000 \cdot 0,626 \cdot 8,314 \cdot 310}{97325 \cdot 0,454} = 36,5 \text{ (г/моль)}$$

Приклад 3. В закритому металевому посуді міститься газ за температурою 20 °С. До якої температури треба нагріти цей газ, щоб збільшити його тиск в 3 рази?

Розв'язання. За рівнянням Бойля-Маріотта і Гей-Люссака

$$\frac{Vp}{T} = \frac{V_1 p_1}{T_1},$$

де $P_1 = 3P, V = V_1, T = (273+20) = 293 \text{ К}$

знаходимо $\frac{Vp}{T} = \frac{3Vp}{T_1}; \quad \frac{1}{T} = \frac{3}{T_1}$

звідси $T_1 = 3T; T_1 = 3 \cdot 293 = 879 \text{ К}$ або $t = 606 \text{ °С} (879\text{К} - 273\text{К})$

1.3.6 Закон еквівалентів. Молярні маси еквівалентів речовин

Кількість речовини еквівалента (моль) – відношення маси речовини (г) до молярної маси її еквівалента (г/моль)

$$n_{екв} = \frac{m}{M_{екв}}$$

Математичні вирази закону еквівалентів можна записати так:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)}; \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)} \text{ або } \frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}$$

де $m(V)$ – маси (об'єми) речовин;

$M_{екв}(V_{екв})$ – їхні молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Задача 6. Визначити молярні маси еквівалентів металів у сполуках.
Приклад. Визначити молярну масу еквівалента хрому в оксиді Cr_2O_3 .
Розв'язання. Визначаємо валентність хрому: $V(Cr) = 3$.

За формулою
$$V = \frac{M}{M_{екв}} \quad \text{знаходимо} \quad M_{екв}(Cr) = \frac{M(Cr)}{V(Cr)}$$

$$M_{екв} = \frac{52}{3} = 17,3 \text{ (г/моль)}$$

Задача 7. Визначити молярні маси еквівалентів сполук.

Приклад. Визначити молярну масу еквівалента H_2SO_4 .

Розв'язання. За формулою $M_{екв} = f_{екв} \cdot M$ можна розрахувати $M_{екв}(H_2SO_4)$. Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{екв}$) кислоти

$$f_{екв}(H_2SO_4) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{екв}(H_2SO_4) = 1/2,$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв}(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4)$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

Задача 8. Визначити молярну масу еквівалента елемента в сполуці, знаючи її склад.

Приклад. Обчислити молярну масу еквівалента металу знаючи, що його хлорид містить 65,57% Хлору. Молярна маса еквівалента Хлору дорівнює 35,45 г/моль.

Розв'язання. Оскільки в умовах наведені масові частки, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати як маси.

Знаходимо $m_{Me} = m_{сн} - m_{Cl}$; $m_{Me} = 100 - 65,57 = 34,43 \text{ г}$

Розраховуємо $M_{екв}(Me)$ згідно

$$\frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(Cl)}$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62 \text{ (г/моль);}$$

1.4 Індивідуальні завдання

1.4.1. Визначення молярної маси еквівалента сполук

Для запропонованого варіанту вказати та обчислити:

- 1) фактори еквівалентності речовини,
- 2) молярні маси еквівалентів цих речовин,
- 3) молярний об'єм еквівалента газоподібної речовини,
- 4) кількості речовини еквівалента цих сполук.

<i>№ варіанта</i>	<i>Речовина т, г</i>	<i>Газоподібна речовина</i>	<i>№ варіанта</i>	<i>Речовина т, г</i>	<i>Газоподібна речовина</i>
1	$Ca_3(PO_4)_2 - 75$ г	$NH_3 - 34$ г	16	$CaO - 18$ г	$S_2 - 6,4$ г
2	$Cu(NO_3)_2 - 10$ г	$CO - 84$ г	17	$Cu(NO_3)_2 - 15$ г	$CH_4 - 3,2$ г
3	$Ba(OH)_2 - 12,5$ г	$H_2S - 34$ г	18	$Cu(OH)Cl - 35$ г	$C_2H_6 - 5,6$ л
4	$H_3CrO_3 - 17$ г	$CO_2 - 13,2$ г	19	$BaCl_2 - 18$ г	$H_2O - 5,4$ г
5	$NaSbO_2 - 15$ г	$PH_3 - 3,4$ г	20	$Fe(HSO_4)_3 - 81$ г	$HCl - 7,3$ г
6	$Fe_3O_4 - 20$ г	$AsH_3 - 15,6$ г	21	$Al_2(SO_4)_3 - 35$ г	$I_2 - 2,54$ г
7	$ZnCl_2 - 10$ г	$H_2 - 2$ моль	22	$NaHSO_4 - 18$ г	$Br_2 - 3,2$ г
8	$Na_2CO_3 - 18$ г	$O_2 - 0,5$ моль	23	$H_2SO_4 - 49$ г	$H_2 - 11,2$ л
9	$ZnO - 11$ г	$Cl_2 - 14,2$ г	24	$HNO_3 - 36$ г	$O_2 - 22,4$ л
10	$P_2O_5 - 17$ г	$SO_2 - 1,28$ г	25	$Ca(HCO_3)_2 - 11$ г	$NO_2 - 4,6$ г
11	$MnO_2 - 12$ г	$NO_2 - 5,6$ л	26	$K_2HgJ_2 - 91$ г	$CO_2 - 2,8$ л
12	$Na_3PO_4 - 7$ г	$SO_3 - 2,8$ л	27	$Fe(NO_3)_3 - 70$ г	$PH_3 - 3$ моль
13	$N_2O_5 - 90$ г	$NO - 3$ г	28	$MgCl_2 - 32$ г	$NH_3 - 4$ моль
14	$Na_2ZnO_2 - 33$ г	$N_2 - 2$ л	29	$MgO - 10$ г	$HCl - 67,2$ л
15	$PbO - 11$ г	$H_2S - 8,4$ л	30	$HNO_3 - 17$ г	$F_2 - 3,8$ г

1.4.2 Розрахунки за газовими законами

Для запропонованого варіанта:

1. Розрахувати, який об'єм займе газ за умовами, що задані. Обчислити молярний об'єм цього газу за умов, що задані.
2. Знайти: масу цього газу; кількість речовини даного об'єму газу; відносну густину газу за воднем та за повітрям; густину газу за нормальних умов.

Варіант №	Газ	Об'єм газу, м³(н.у.)	Тиск газу, Па	Температура, К
1	O ₂	0,016	101080	290
2	NO	0,061	101125	381
3	CO ₂	0,046	101210	314
4	H ₂ S	0,055	101150	296
5	NO ₂	0,038	101078	382
6	O ₃	0,084	101216	348
7	H ₂ Se	0,078	110192	320
8	F ₂	0,068	100104	332
9	H ₂	0,054	100201	308
10	N ₂ O	0,042	101520	317
11	CH ₄	0,034	89850	321
12	HCl	0,088	110030	305
13	C ₃ H ₈	0,079	125410	350
14	N ₂	0,049	96780	388
15	HBr	0,024	110075	490
16	C ₂ H ₂	0,035	108170	463
17	CH ₃ Cl	0,038	88760	395
18	C ₂ H ₄	0,044	94530	402
19	SO ₂	0,056	100810	310
20	NH ₃	0,033	102310	298
21	HI	0,062	121230	414
22	Cl ₂	0,028	85156	345
23	CH ₂ O	0,039	91347	436
24	CO	0,047	109735	362
25	PH ₃	0,051	117324	257
26	C ₂ H ₆	0,073	124670	339
27	HBr	0,082	111230	418
28	AsH ₃	0,041	107324	277
29	Br ₂	0,068	111230	314
30	I ₂	0,093	107310	398

2 БУДОВА АТОМА

2.1 Будова атома

Наприкінці XIX ст. було зроблено ряд відкриттів, які довели, що атом зовсім не є неподільною часткою, а складається з субатомних частинок.

Електрон був першою з виявлених субатомних частинок. Катодне проміння виявилось складеним з негативно заряджених частинок, які мають масу спокою у 1836 разів меншу, ніж маса атома водню. Томсон у 1897 р. назвав частинки *електронами* (e^-). Величина заряду електрона дорівнює $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл, звичайно його приймають рівним «-1». Маса електрона дуже мала і складає $m_e = 9,1 \cdot 10^{-28}$ г.

Другим був відкритий *протон* (p^+) – позитивно заряджена частинка. Заряд протона дорівнює за величиною заряду електрона, але є протилежним за знаком – «+1». Маса протона p^+ дорівнює масі атома Гідрогену $m_{p^+} = 1,00728$ а.о.м.

Існування третьої елементарної частинки – *нейтрона* (n^0) – було передбачено Резерфордом у 1920 р. Експериментально нейтрон було знайдено у 1932 р. Чедвіком. Ці частинки були нейтральні, вони отримали назву нейтронів. Маса нейтрона дещо більша, ніж маса протона, $m_{n^0} = 1,00866$ а.о.м.

Як виявилось далі, радіоактивний розпад супроводжується випромінюванням електронів (β -випромінювання) та позитивно заряджених ядер гелію (α -випромінювання).

У період відкриття перших трьох фундаментальних елементарних частинок – електрона, протона та нейтрона – було висунуто цілий ряд моделей будови атома.

На підставі дослідів у 1911 р Резерфорд прийшов до висновку, що позитивно заряджена маса займає дуже малий об'єм у атомі. Цю позитивно заряджену масу він назвав *ядром атома*. Навколо ядра обертаються електрони. Модель атома за Резерфордом отримала назву – *планетарна*.

Значний крок у розвитку уявлень про будову атома зробив у 1913 р Нільс Бор, який висунув гіпотезу, яка поєднує ядерну модель атома з квантовою теорією світла.

Важливіші положення своєї *теорії Бор* сформулював у вигляді трьох *постулатів*.

1. Електрон може крутитися навколо ядра не за якими завгодно, а тільки за певними коловими орбітами. Ці орбіти називаються стаціонарними.
2. Рухаючись за стаціонарною орбітою, електрон не випромінює електромагнітної енергії.
3. Стрибокподібний перехід електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу супроводжується поглинанням або випромінюванням кванта

енергії з певною частотою. При цьому енергія кванта випромінювання дорівнює різниці енергії атома у кінцевому та початковому станах.

Перехід електрона у зворотному напрямку супроводжується виділенням кванта енергії $h\nu = E_{\text{дал.}} - E_{\text{бл.}}$, де E – енергія електрона на енергетичному рівні.

Квантово-механічна модель атома базується на уявленні про корпускулярно-хвильову природу фотона.

У 1924 р Луї де Бройль припустив, що двояка корпускулярно-хвильова природа належить будь-яким мікрочастинкам, які рухаються з будь-якою швидкістю:

$$\lambda = h/mv.$$

У 1924 р. Девісон та Джемер (США), Томсон (Англія) та Тартаковський (СРСР), вивчаючи відбиття електронів від металевої пластівки, виявили їх дифракцію, що підтвердило хвильову природу електронів, тобто гіпотеза де-Бройля була доведена експериментально.

Двоїстість природи мікрочастинок пояснює встановлений В. Гензейбергом (1927 р.) **принцип невизначеності**: неможливо одночасно визначити швидкість (імпульс $p = m \cdot v$) та координати мікрочастинок.


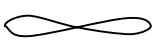
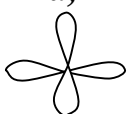

В сучасній моделі атома стан електрона визначається чотирма параметрами – квантовими числами, що мають фізичний зміст: головне квантове число; орбітальне квантове число; магнітне квантове число; спінове квантове число.

Головне квантове число (n) – характеризує густину електронної хмари, енергію електрона, розмір електронних хмар. Чим більша густина електронної хмари, тим менші її розміри, тим міцнішим є зв'язок електрона з ядром. Величина числа n визначає можливі енергетичні стани електрона у атомі.

Для енергетичних рівнів електрона у атомі прийнято такі літерні позначення:

головне квантове число $n = 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7$
 позначення енергетичного рівня $K \ L \ M \ N \ O \ P \ Q$

Орбітальне (побічне) квантове число (l) характеризує форму електронної хмари та приймає значення ряду чисел у межах від 0 до $(n-1)$. Різним значенням n відповідає неоднакове число можливих значень l . Стан електрона, який характеризується різноманітними значеннями l , прийнято називати енергетичними підрівнями електрона у атомі. Цим підрівням надані такі позначення:

орбітальне квантове число l :	0;	1;	2;	3;
енергетичні підрівні	$s,$	$p,$	$d,$	$f.$
форма орбіталей				

Магнітне квантове число (m_l) характеризує орієнтацію електронної хмари у просторі, дає проекцію орбітального моменту на напрямок зовнішнього магнітного поля.

Числові значення магнітного квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l$ до 0 та до $+l$ (табл. 2.1).

Таблиця 2.1.

l	l -літерне позначення орбітального числа	$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ магнітне квантове число	Кількість орієнтувань $m_l = 2 \cdot l + 1$
0	<i>s</i>	0	1
1	<i>p</i>	-1, 0, +1	3
2	<i>d</i>	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	<i>f</i>	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спінове квантове число m_s . Окрім орбітального моменту кількості руху, електрон має особистий момент кількості руху, який можна уявити як вертіння електрона навколо своєї вісі за годинниковою стрілкою або проти неї. Цей рух носить назву «спіну». Як і всякому іншому рухові, йому відповідає момент кількості руху. Спіновий момент кількості руху електрона квантується і може набувати значення « $+1/2$ » та « $-1/2$ ».

Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ - *антипаралельними*.

Отже, стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами: головне квантове число (n) характеризує густину електронної хмари (розміри орбіталі); побічне, чи орбітальне квантове число (l) – форму електронної хмари; магнітне квантове число (m_l) – його орієнтацію у просторі, а спінове (m_s) – рух електрона навколо власної вісі.

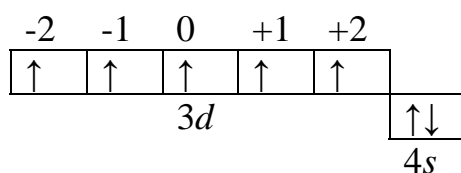
2.1.1 Питання до самоконтролю

1. В чому сутність корпускулярно-хвильового дуалізму властивостей мікрочастинок, що рухаються?
2. Що таке атомна орбіталь?
3. Як можна визначити найбільш ймовірне місце знаходження електрона?
4. Що характеризує головне квантове число « n » і які значення воно набуває?
5. Що характеризує орбітальне (побічне, азимутальне) квантове число і які його значення?
6. Що характеризує магнітне квантове число « m_l » і як його визначити?
7. Яке квантове число характеризує електрон як частинку, як воно позначається і які значення набуває?
8. Як електрони розрізняються за спінами?

2.1.2 Приклади розв'язання завдань

Завдання. З наведеної електронної формули $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$ визначити валентні електрони та охарактеризувати їх за допомогою 4 квантових чисел.

Розв'язання. **Валентні електрони** атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень, на який припадають електрони $Mn - 4$. Попередній підрівень – $3d$ може бути заповнений 10 електронами. Але у Mn на $3d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не заповнений. Тому валентні електрони $Mn - \dots 3d^5 4s^2$ або $\dots 4s^2 3d^5$



- графічне зображення валентних електронів Mn за енергетичними комірками

	n	l	m_l	m_s
$3d^1$	3	2	-2	-1/2
$3d^2$	3	2	-1	-1/2
$3d^3$	3	2	0	-1/2
$3d^4$	3	2	+1	-1/2
$3d^5$	3	2	+2	-1/2
$4s^1$	4	0	0	-1/2
$4s^2$	4	0	0	+1/2

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа: n – головне, l – орбітальне, m_l – магнітне та m_s – спінове. Головне квантове число (n) електрона вказує на номер енергетичного рівня. Тому для $3d^1 - 3d^5$ електронів енергетичний рівень дорівнює 3, а для $4s^1, 4s^2$ електронів – чотирьом.

Орбітальне квантове число (l) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d, f , яким відповідають чисельні значення – 0, 1, 2, 3. Тому значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0.

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом $m_l = 2l + 1$ і маємо для s -підрівня – 1, для p – 3, для d – 5, для f – 7 енергетичних комірок. Кожна комірка має своє значення, яке визначається за формулою $m_l = -l \dots 0 \dots +l$.

Так, енергетична комірка на s -підрівні – одна, її магнітне квантове число набуває значення «0».

На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які мають значення m_l – «-1», «0», «+1». На d -підрівні – 5 комірок зі значенням m_l – «-2», «-1»,

«0», «+1», «+2». Так само для f -підрівня значення m_l становить «-3», «-2», «-1», «0», «+1», «+2», «+3».

Таким чином, для $3d^1$ електрона m_l дорівнює «-2», а для $4s^1$ – «0».

Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної вісі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $3d^1-3d^5$ і $4s^1$ це значення “-1/2”, а у $4s^2$ – антипаралельного електрона – «+1/2».

2.1.3 Індивідуальні завдання

1. З наведених електронних формул визначити валентні електрони.
2. Охарактеризувати валентні електрони за допомогою 4 квантових чисел.

Варіанти:

1 ... $2p^6 3s^2 3p^1$	16 ... $3p^6 3d^3 4s^2$
2 ... $4p^6 5s^2 4d^4$	17 ... $3p^6 3d^{10} 4s^2$
3 ... $4s^2 3d^{10} 4p^2$	18 ... $3p^6 3d^1 4s^2$
4 ... $5s^2 4d^{10} 5p^2$	19 ... $4p^6 4d^3 5s^2$
5 ... $3p^6 4s^2 3d^{10}$	20 ... $5p^6 5d^1 6s^2$
6 ... $3p^6 4s^2 3d^2$	21 ... $4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
7 ... $4s^2 3d^{10} 4p^3$	22 ... $4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
8 ... $4p^6 5s^2 4d^1$	23 ... $4p^6 5s^2 4d^2$
9 ... $4p^6 5s^2$	24 ... $6s^2 4f^{14} 5d^4$
10 ... $4s^2 3d^{10} 4p^5$	25 ... $4p^6 5s^1 4d^{10}$
11 ... $5s^2 4d^{10} 5p^1$	26 ... $4p^6 5s^2 4d^{10}$
12 ... $4s^2 3d^{10} 4p^4$	27 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
13 ... $2p^6 3s^2 3p^4$	28 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
14 ... $2p^6 3s^2 3p^6$	29 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
15 ... $1s^2 2s^2 2p^4$	30 ... $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$

2.2 Будова багатоелектронних атомів

2.2.1 Порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів у багатоелектронних атомах

Стан електрона у атомі, який характеризується певними значеннями квантових чисел n , l , m_l , тобто певними розмірами, формою та орієнтацією у просторі електронної хмари, отримав назву *атомної електронної орбіталі*.

Для визначення стану електрона у багатоелектронному атомі важливе значення має **принцип Паулі**, відповідно якому у атомі не може бути двох електронів з усіма чотирма однаковими квантовими числами. Звідси випливає, що кожна атомна орбіталь, яка характеризується відповідними значеннями n , l та m , може бути зайнята не більш ніж двома електронами, спіни яких мають протилежні знаки. Два таких електрона на

одній орбіталі з протилежно спрямованими спінами називаються спареними на відміну від самотнього (неспареного) електрона. Орбіталі прийнято позначати клітинкою (квантова комірка) \square , а електрони – стрілками $\uparrow\downarrow$, спрямованість яких указує на спрямованість спіну. Користуючись принципом Паулі, можна підрахувати максимальну кількість електронів на різноманітних енергетичних рівнях та підрівнях у атомі.

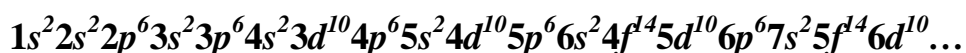
Для правильного заповнення комірок на енергетичному підрівні при неповному комплекті електронів слід користуватись **правилом Хунда**: у межах підрівня електрони заповнюють максимальну кількість орбіталей так, щоб сумарний спін електронів був найбільшим. Тобто, електронні хмари намагаються симетрично обмивати ядро атома.

Правило Хунда не заперечує іншого розташування електронів у межах підрівня. Воно лише затверджує, що максимальне значення сумарного спіну атома відповідає стійкому, тобто незбудженому стану, у якому атом має найменшу енергію. При будь-якому іншому розподілі електронів енергія атома буде мати більше значення, і він буде знаходитись у збудженому, нестійкому стані.

Послідовність заповнення атомних електронних орбіталей визначається порядком зростання їх енергій. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіталей, як було зазначено вище, дають головне (n) та орбітальне (l) квантові числа. Черговість заповнення енергетичних підрівнів у атомі у залежності від значень головного та орбітального квантових чисел була досліджена радянським вченим В.М. Клечковським, який у 1961 р. вперше сформулював такі положення (**перше правило Клечковського**): при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей походить від орбіталей з меншим значенням суми головного та орбітального квантових чисел ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми.

При однакових розмірах суми ($n+l$) порядок заповнення електронами енергетичних підрівнів визначається **другим правилом Клечковського**: при однакових значеннях сум ($n+l$) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n .

Підраховуючи суми ($n+l$) для усіх підрівнів, отримуємо черговість заповнення орбіталей у атомах (формулу Клечковського)



Підвищену енергетичну стійкість мають електронні конфігурації з напівзаповненими та повністю заповненими підрівнями. Цим пояснюється «проскок» одного $4s$ -електрона в атомі хрому на $3d$ -підрівень, внаслідок чого атом хрому отримує стійку електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ з напівзаповненим $3d$ -підрівнем.

Електронні формули атомів указують розташування електронів у

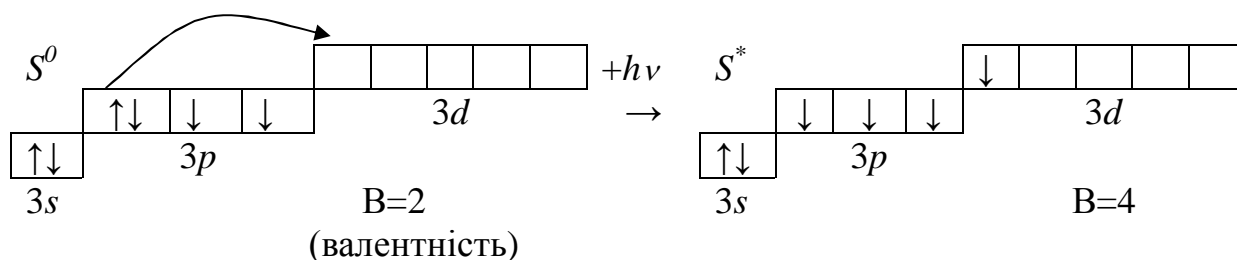
атомі на енергетичних рівнях та підрівнях. Кількість електронів у атомі даного елемента, також як і заряд ядра атома (кількість протонів), указує порядковий номер елемента у періодичній таблиці Д.І. Менделєєва. Знаючи порядковий номер елемента, за правилом Клечковського легко записати електронну формулу атома.

Наприклад, елемент № 25 (Манган) містить 25 електронів, його формула ${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Атом Броду має 35 електронів: ${}_{35}\text{Br } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. В залежності від того, на орбіталь якого підрівня потрапляє останній електрон даного атома, розрізняють *s*-, *p*-, *d*- та *f*- елементи. Так, Манган є *d*-елементом, а Бром – *p*-елементом, Натрій (${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) – *s*-елементом.

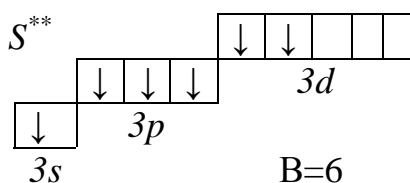
Електронні формули атомів у збудженому стані. Реакційна здатність атомів зумовлена кількістю неспарених електронів на орбіталях зовнішнього та передостаннього енергетичних рівнів. Однак кількість неспарених електронів може бути збільшена, якщо перевести атом у збуджений стан. Збудження атома вимагає витрати енергії. При збудженні електрони, поглинаючи квант енергії, переходять на вакантні орбіталі, як правило, свого ж енергетичного рівня. При збудженні однієї орбіталі утворюються два неспарених електрони. Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі Сульфуру за правилом Клечковського записується формулою ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

На третьому енергетичному рівні є вакантні *d*-орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з *p*- та *s*-підрівнів третього енергетичного рівня $S \dots 3s^2 3p^4 + h\nu \rightarrow S^* \dots 3s^2 3p^3 3d^1$



Електронна формула такого збудженого стану атома Сульфуру має вигляд: ${}_{16}\text{S}^* 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$, валентність атома за кількістю неспарених електронів зростає ($B = 4$).

При поглинанні чергового кванта енергії можуть збуджуватися електрони, які знаходяться на *3s*-підрівні



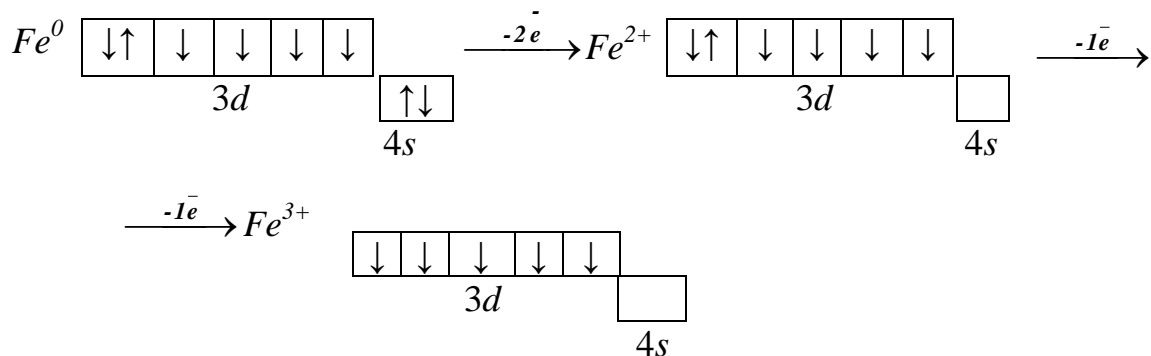
Електронна формула ${}_{16}\text{S}^{**} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.

У наслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня Сульффу стають неспареними.

Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів кількістю електронів на зовнішньому та передостанньому енергетичних рівнях. У катіонів кількість електронів менша, їх заряд вказує, скільки електронів віддав цей атом, перетворюючись на йон. Треба також пам'ятати, що при утворенні позитивно заряджених йонів з атомів елементів електрони вивільнюються орбіталі у такій послідовності $p \rightarrow s \rightarrow d \rightarrow f$

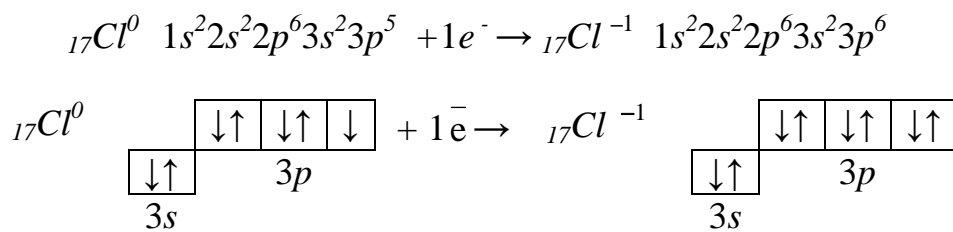
У d -елементах d -електрони потрапляють у атоми після s -електронів, але при йонізації першими завжди вириваються з атомів s -електрони зовнішнього рівня, потім d -електрони з комірок, у котрих знаходяться пари, і лише після цього самостійні електрони з d -комірок.

Наприклад, йонізація атома Ферума йде таким чином:



При утворенні позитивних йонів з атомів s - та p -елементів відривається останній прийнятий електрон з зовнішнього рівня.

При утворенні негативно заряджених йонів приєднання електронів проходить на неповністю заповнені зовнішні орбіталі атома. Наприклад, атом хлору, приймаючи електрон, перетворюється у негативно заряджений йон



Заряд йона хлору негативний, тому що у ядрі йона 17 протонів, а навколо ядра розташовано 18 електронів.

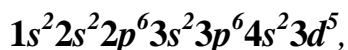
2.2.2 Питання до самоконтролю

1. Який принцип дозволяє визначити максимальну кількість електронів на одній атомній орбіталі і як він формулюється?
2. За якими формулами визначають кількість електронів на рівні, підрівні?
3. Як графічно зображують енергетичні підрівні?
4. За допомогою якого правила можна визначити порядок заповнення електронами вільних орбіталей і в чому його сутність?
5. Що таке електронна конфігурація атома і як вона описується?
6. Згідно з яким принципом заповнюються електронами енергетичні рівні і підрівні?
7. За допомогою яких правил визначають порядок заповнення електронами атомних орбіталей?
8. Які енергетичні рівні і підрівні називають замкненими?
9. Чому заповнення електронами *d*-підрівнів йде з запізненням на один період, а *f*-підрівнів – у два періоди?

2.2.3 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Записати електронну формулу атома Mn.

Розв'язання 1. Електронна формула атома Mn така:



де 1, 2, 3, 4, 3 – рівні; *s, p, d* – підрівні.

Завдання 2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.

Розв'язання 2. Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії. Тому сума енергії на рівнях і підрівнях, які визначаються головним (*n*) та орбітальним (*l*) квантовими числами згідно з першим правилом Клечковського повинна послідовно зростати

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^5$
<i>n</i>	1	2	2	3	3	4	3
<i>l</i>	0	0	1	0	1	0	2
<i>n+l</i>	1	2	3	3	4	4	5

тому що *s*-, *p*-, *d*-, *f*-підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

За другим правилом Клечковського: при однакових значеннях сум (*n+l*) у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа *n*. Тому при однаковому значенні сум *n+l* для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

Завдання 3. Визначити валентні електрони елементів.

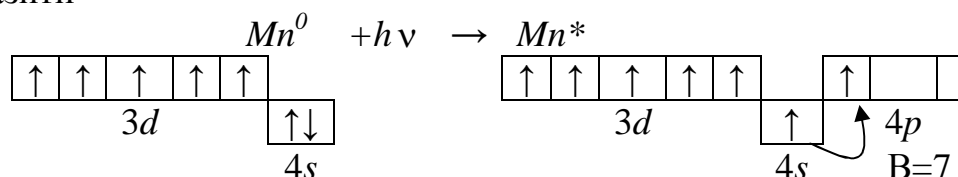
Розв'язання 3. Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, - валентні.

У Mn ... $4s^2 3d^5$ – валентні електрони

останній рівень попередній незаповнений підрівень

Завдання 4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання 4. Валентні електрони Mn ... $3d^5 4s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на 4s орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На слідуючому 4p підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з 4s-орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Mn^*

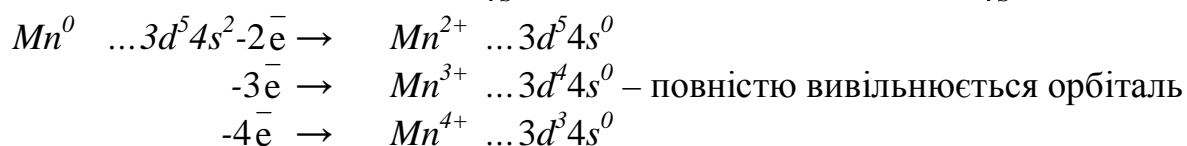
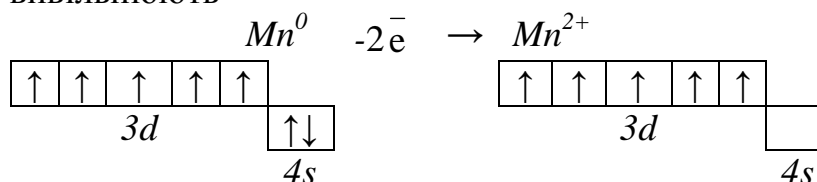


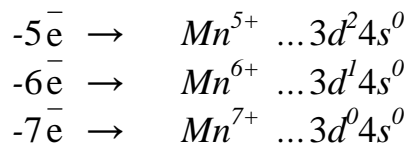
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається за кількістю неспарених електронів. Для Mn^* валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів.

Завдання 5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів.

Розв'язання 5. Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом Mn не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень 4s у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній 3d підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закритий – «екранований» зовнішніми 4s - електронами. Тому атом Mn може тільки віддавати електрони. Електрони, які покидають зовнішні орбіталі, завжди їх повністю вивільнюють





Звідси зрозуміло, що у *Mn* можуть бути 7 ступенів окиснення: Mn^0 , Mn^{+2} , Mn^{+3} , Mn^{+4} , Mn^{+5} , Mn^{+6} , Mn^{+7} .

2.2.4 Індивідуальні завдання

1. Записати електронні формули атомів.
2. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів.
3. Визначити валентні електрони елементів.
4. Записати електронні формули атомів у збудженому стані та визначити їх валентність.
5. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів.

Варіант:	1. <i>Si</i> та <i>Y</i>	11. <i>Pb</i> та <i>F</i>	21. <i>Ag</i> та <i>B</i>
	2. <i>Sc</i> та <i>Cl</i>	12. <i>In</i> та <i>Se</i>	22. <i>Sr</i> та <i>As</i>
	3. <i>Zn</i> та <i>S</i>	13. <i>Ge</i> та <i>O</i>	23. <i>Cr</i> та <i>In</i>
	4. <i>Al</i> та <i>I</i>	14. <i>As</i> та <i>Cd</i>	24. <i>Nb</i> та <i>S</i>
	5. <i>Cu</i> та <i>C</i>	15. <i>Co</i> та <i>B</i>	25. <i>K</i> та <i>Zr</i>
	6. <i>Ca</i> та <i>Re</i>	16. <i>Ti</i> та <i>Br</i>	26. <i>Mo</i> та <i>Li</i>
	7. <i>Sn</i> та <i>P</i>	17. <i>Ga</i> та <i>Kr</i>	27. <i>Hg</i> та <i>Rb</i>
	8. <i>Sb</i> та <i>N</i>	18. <i>V</i> та <i>Xe</i>	28. <i>Ag</i> та <i>Ti</i>
	9. <i>Tl</i> та <i>Ar</i>	19. <i>Ag</i> та <i>Mg</i>	29. <i>Te</i> та <i>Ba</i>
	10. <i>Te</i> та <i>Fe</i>	20. <i>Au</i> та <i>Ne</i>	30. <i>Cs</i> та <i>As</i>

3 ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Найважливішим законом природи є періодичний закон, відкритий Д.І. Менделєєвим у 1869 р. *Періодичний закон Менделєєв* сформулював:

Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Менделєєв показав, що зміна властивостей хімічних елементів по мірі зростання їхньої атомної маси не відбувається безперервно в одному і тому самому напрямі, а має періодичний характер. Через певне число елементів відбувається ніби повернення назад, до вихідних властивостей, після чого певною мірою знову повторюються властивості попередніх елементів у такій самій послідовності, але з деякими якісними і кількісними відмінами.

Закон Мозлі, порядковий номер елемента. Англійський вчений Г. Мозлі в 1914 р. встановив простий зв'язок між довжинами хвиль певних ліній рентгенівського спектра елемента і його порядковим номером

$$a(z - b) = \sqrt{\frac{I}{\lambda}},$$

де λ – довжина хвилі певної лінії рентгенівського спектра будь-якого елемента, м^{-1} ; a, b – коефіцієнти; z – порядковий номер заряду ядра атома елемента у періодичній системі.

Закон Мозлі обґрунтував фізичне значення порядкового номера елемента у періодичній системі. Порядковий номер виявився дуже важливою константою елемента, що виражає позитивний заряд ядра його атома. Отже, заряд атомного ядра є тою основною величиною, від якої залежать властивості елемента і його розміщення в періодичній системі. Тому *сучасне формулювання періодичного закону Менделєєва* таке:

Властивості елементів і утворюваних ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів елементів.

3.1 Періодична система елементів Д.І. Менделєєва.

Періоди, групи, підгрупи

Ряди елементів, у межах яких властивості змінюються послідовно, Менделєєв назвав *періодами*. Наприклад, ряди із елементів від лужних металів *Li, Na, K* і т.д. до інертних газів *Ne, Ar, Kr* і т.д.

Менделєєв склав таблицю, яку він назвав періодичною системою елементів, за групами і рядами. Вона складається з сьомох періодів і восьми вертикальних стовпчиків або груп, у яких один під одним розташовані схожі між собою елементи.

Усі елементи одного періоду мають одне й те ж значення головного квантового числа n для зовнішніх s - і p -електронів, яке відповідає номеру періоду.

У вертикальних стовпчиках таблиці або в *групах*, розміщено елементи, що мають схожі властивості. Тому кожна вертикальна група являє собою ніби природну родину елементів. Усього в таблиці таких груп вісім. Кожна група розподілена на дві підгрупи – головну та побічну. *Головні підгрупи* починаються з другого періоду і містять s - і p -елементи, побічні підгрупи починаються з четвертого періоду і складаються з d - та f -елементів. Таким чином, наприклад, у третій групі в головній підгрупі розміщуються *B, Al, Ga, In, Tl*, у побічній – *Sc, Y, La, Ac*.

Звернемо увагу на розміщення елементів шостого періоду після лантану, що називаються лантаноїдами (*Ce - Lu*) та дуже схожі на лантан і між собою, їх, зазвичай, розміщують поза таблицею, відзначаючи лише в клітинці для лантану їхнє положення в системі. 14 лантаноїдів належать до

f-елементів, тому що в них відбувається послідовне заповнення електронами всіх орбіталей **4f**-підрівня.

Сьомий, поки що незавершений період системи елементів, побудований аналогічно до шостого. В VII періоді заповнення електронами електронних рівнів аналогічне VI періоду.

Таким чином, збільшення позитивних зарядів атомних ядер від 1 до 116 спричинює періодичне повторення будови зовнішнього енергетичного рівня. А оскільки властивості елементів залежать в основному від числа електронів на зовнішньому рівні їхніх атомів, то вони також періодично повторюються. У цьому полягає **фізичний зміст** періодичного закону.

3.2 Періодична зміна властивостей хімічних елементів відповідно до електронної будови атома

У періодичній системі властивості елементів, їхні валентність, атомні об'єми, енергія йонізації (потенціал йонізації), радіуси атомів, температура плавлення речовин та багато інших хімічних та фізичних властивостей змінюються періодично, коли розглядати їх як функції атомної маси або заряду ядра атомів. Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати його властивості.

У малих періодах із збільшенням позитивного заряду ядер атомів збільшується число електронів на зовнішньому рівні (від 1 до 2 – у I періоді і від 1 до 8 у II і III періодах), чим пояснюється зміна властивостей елементів: на початку періоду (крім I періоду) знаходиться лужний метал, далі металеві властивості поступово слабшають і підсилюються властивості неметалів. Тобто зовнішній шар має електронну конфігурацію ns^2np^6 .

У великих періодах заповнення електронами підрівнів відбувається по іншому.

У парних рядах великих періодів на зовнішньому рівні залишається 2 або 1 електрон (*s*-підрівень) і відбувається заповнення електронами **d**-підрівня другого ззовні рівня. Властивості елементів в цих рядах змінюються надзвичайно повільно, бо **d**-елементи завжди метали. Після заповнення **d**-підрівня з ростом заряду ядра починає заповнюватися **p**-підрівень даного електронного шару до np^6 . Тому властивості елементів починають змінюватися так само, як у типових періодах.

У VI та VII періодах з ростом заряду ядра атомів зміни властивостей елементів відбуваються ще повільніше, бо там крім елементів **d**-родин з'являються елементи **f**-родин (третій ззовні шар), які теж належать до металів. Лише в непарних рядах після заповнення **f**- та **d**-підрівнів йде заповнення **p**-підрівня.

Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що

заповнюються електронами.

Легко пояснюється і поділ груп на підгрупи, який ґрунтується на різному заповненні електронами енергетичних підрівнів.

У елементів головних підгруп заповнюються або *s*-підрівні (це *s*-елементи), або *p*-підрівні (це *p*-елементи). У елементів побічних підгруп заповнюються *d*- та *f*-підрівні (*d*-, *f*- елементи). У лантанідів та актинідів заповнюються відповідно **4f**- та **5f**- підрівні.

Звідси випливає **фізичний зміст** номеру групи. **Номер групи**, як правило, вказує на число електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків.

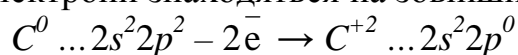
Будова атомів зумовлює дві закономірності:

- зміна властивостей елементів по горизонталі в періоді – зліва направо послаблюються металеві і посилюються неметалеві властивості;
- послаблюються відновні та посилюються окисні властивості;
- зміна властивостей елементів по вертикалі – у підгрупі з ростом порядкового номера елемента посилюються металеві властивості і послаблюються неметалеві; - посилюються відновні та зменшуються окисні властивості.

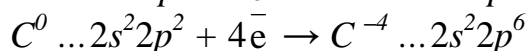
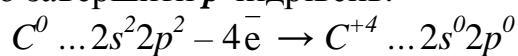
Визначивши період, в якому знаходиться елемент, групу, підгрупу можна описати властивості цього елемента та його сполук. Уявлення про місце елемента в системі, яке визначається за номерами періоду і групи, вперше введено Д.І. Менделєєвим.

За електронною формулою елемента визначаємо валентні електрони та ступені окиснення цього елемента.

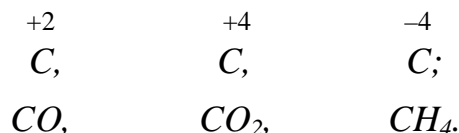
Наприклад: ${}^{12}_6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p^2$
... $2s^2 2p^2$ - валентні електрони знаходяться на зовнішньому рівні



Крім 2-ох електронів, атом Карбону може віддати 4 електрони або прийняти чотири, щоб завершити *p*-підрівень.



Ступеням окиснення відповідають оксигеновмісні та гідрогеновмісні (для неметалів) сполуки:



Оксиди неметалів – кислотні оксиди: CO₂ – кислотний оксид.

Оксиди металів – основні оксиди, за винятком сполук *Be*, *Zn*, *Al*, *Cr*, які мають амфотерний характер.

Основні, кислотні та амфотерні оксиди є солетворними, тобто здатні утворювати солі. Є невелика група оксидів, які не виявляють ні кислотних, ні основних властивостей і не утворюють солей. Такі оксиди називаються

байдужими або індиферентними. До них належать CO , SO , NO .

Властивості сполук d -елементів залежать від ступеня окиснення:			
Ступень окиснення:	+1, +2, +3	+4	+5, +6, +7
Властивості:	основні, крім сполук Be, Zn, Al, Cr	амфотерні, та сполуки Be, Zn, Al, Cr	кислотні

Гідроксиди неметалів та металів зі ступеню окиснення +5, +6, +7 мають кислотні властивості – кислоти, а гідроксиди металів – основні властивості – основи.

Наприклад: Які властивості оксидів та гідроксидів сульфуру та мангану?

$S^0 \dots 3s^2 3p^4$	$S^{+4} \dots 3s^2 3p^0$	$S^{+6} \dots 3s^0 3p^0$	
Оксиди, характер	SO_2 кислотний	SO_3 кислотний	
Гідроксиди, характер	H_2SO_3 кислота	H_2SO_4 кислота	
$Mn^0 \dots 4s^2 3d^5$	$Mn^{+2} \dots 4s^0 3d^5$	$Mn^{+4} \dots 4s^0 3d^3$	$Mn^{+7} \dots 4s^0 3d^0$
Оксиди, характер	MnO основний	MnO_2 амфотерний	Mn_2O_7 кислотний
Гідроксиди, характер	$Mn(OH)_2$ основа	$Mn(OH)_4 = H_2MnO_3$ основа - кислота	$HMnO_4$ кислота

3.3 Електронегативність

Найхарактернішою хімічною властивістю металів є здатність їхніх атомів легко віддавати зовнішні електрони і перетворюватися в позитивно заряджені йони; а неметали, навпаки, характеризуються здатністю приєднувати електрони з утворенням негативних йонів. Робота, яка необхідна для того, щоб від нейтрального в газоподібному стані атома елемента в його основному стані повністю відірвати електрон і перетворити його в позитивний йон, називається **енергією йонізації J або потенціалом йонізації (йонізаційним потенціалом)**, який виражають в електрон-вольтах ($\bar{e}V$) або у вольтах (V).

Атоми можуть не тільки віддавати, а й приєднувати електрони. Енергія, що виділяється у разі приєднання електрона до вільного атома, називається **спорідненістю атома з електроном (E)** і звичайно виражається в електрон-вольтах ($\bar{e}V$).

Для оцінки здатності атома даного елемента відтягувати до себе спільну електронну пару, тобто виявляти окисні властивості, користуються величиною **електронегативності (EN)**, яка дорівнює напівсумі енергії йонізації та спорідненості з електроном:

$$EN = \frac{1}{2}(J+E).$$

Тобто, чим типовішим металом є елемент, тим нижча його електронегативність; чим типовішим неметалом є елемент, тим вища його електронегативність.

3.3.1 Питання до самоконтролю

1. Занотуйте формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва в сучасній редакції та редакції Д.І. Менделєєва.
2. Вкажіть фізичний зміст номера періоду.
3. Що таке група, чому вона поділяється на підгрупи?
4. Вкажіть фізичний зміст номера групи.
5. Який фізичний зміст порядкового номера елемента?
6. Як змінюються металеві та неметалеві властивості елементів у групах?
7. Чим відрізняються елементи головних та побічних підгруп?
8. Де розміщуються валентні електрони у елементів головних підгруп та елементів побічних підгруп? Що об'єднує елементи головних та побічних підгруп?

3.3.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 3p^6 3d^5 4s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання. Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 3p^6 4s^2 3d^5$. Тобто останній електрон заповнює d -підрівень. Тому цей елемент відноситься до d -родини. Якщо елемент належить до s -, d -, f -родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Приклад 2. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві.

Розв'язання. Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^2 3p^3$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^2 3p^3$. Останній електрон заповнює третій p -підрівень. Елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$ або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він **неметал**.

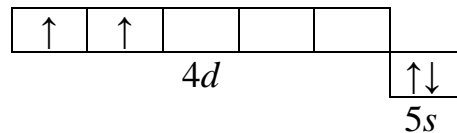
Приклад 3. Визначити положення елемента в періодичній системі Д.І. Менделєєва за його електронною формулою $\dots 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

Розв'язання. Валентні електрони елемента: $\dots 5s^2 4d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до *d*-родини. Елементи *s*- і *p*-родин належать до головних підгруп, а елементи *d*- і *f*-родин – до побічних підгруп.

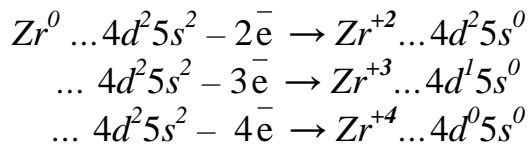
Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^2 4d^6$ валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент - *Ru* - Рутеній.

Приклад 4. Визначити, які ступені окиснення характерні для елемента Цирконію, та характер його сполук, які відповідають ступеням окиснення.

Розв'язання. Валентні електрони Цирконію – $\dots 5s^2 4d^2$. Графічне розташування електронів по енергетичним коміркам відповідає:



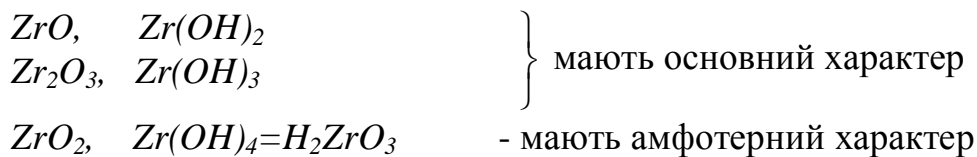
Zr – метал, електрони приймати не може, бо *4d*-підрівень «екранований» *5s*-підрівнем. Він їх тільки віддає, вивільняючи повністю комірці.



Характер сполук *d*-елементів за ступенем окиснення:

+1, +2, +3	+4	+5, +6, +7
основний	амфотерний	кислотний

Тому сполуки:



3.3.3 Індивідуальні завдання

Варіант	Завдання 1. Визначити валентні електрони атомів, вказати до якої родини належить елемент, його властивості (Me чи неMe)	Завдання 2. За електронною формулою визначити місце елемента в періодичній системі (період, група, підгрупа, порядковий номер)	Завдання 3. Записати валентні електрони елементів, їх ступені окиснення, відповідні оксиди та гідроксиди, вказати характер сполук
1	$\dots 1s^2 2s^2 2p^3$	$\dots 5p^6 6s^2 5d^1$	As
2	$\dots 2p^6 3s^2 3p^5$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$	Zn
3	$\dots 4p^6 5s^2 4d^3$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^2$	Ga
4	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	Ti
5	$\dots 2p^6 3s^2 3p^6$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	Br
6	$\dots 4p^6 5s^2 4d^4$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	Mn
7	$\dots 3p^6 4s^2 3d^2$	$\dots 4s^2 3d^3$	Hg
8	$\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^1$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^1$	Ag
9	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$\dots 6s^2 5d^{10} 6p^1$	Se
10	$\dots 2p^6 3s^2 3p^3$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^1$	Bi
11	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^4$	Mo
12	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$	$\dots 6s^2 5d^{10}$	Tc
13	$\dots 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$	Sn
14	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^4$	Cu
15	$\dots 3p^6 4s^2 3d^3$	$\dots 5p^6 6s^2 5d^{10} 6p^3$	Y
16	$\dots 1s^2 2s^2 2p^4$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^5$	In
17	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^2$	Sn
18	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^5$	$\dots 2s^2 2p^3$	V
19	$\dots 4d^{10} 5s^2$	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^2$	Ge
20	$\dots 3p^6 4s^2 3d^4$	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^2$	S
21	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^1$	Br
22	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^4$	Fe
23	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$\dots 2p^6 3s^2 3p^2$	Al
24	$\dots 2p^6 3s^2 3p^1$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^6$	Pb
25	$\dots 5s^2 4d^{10} 5p^1$	$\dots 4s^2 3d^{10} 4p^1$	In
26	$\dots 3p^6 4s^2 3d^5$	$\dots 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	I
27	$\dots 3s^2 3p^6$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$	P
28	$\dots 5s^2 4d^5$	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^4$	Cd
29	$\dots 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	Sc
30	$\dots 4p^6 5s^2 4d^{10}$	$\dots 4s^1 3d^5$	Te

4 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ

Умови виникнення хімічного зв'язку. Під хімічним зв'язком розуміють сили тяжіння між атомами, які виникають через різну структуру їх електронних рівнів.

Природа хімічного зв'язку електрична.

Типи хімічних зв'язків можуть бути описані двома методами: методом валентних зв'язків (**ВЗ**); методом молекулярних орбіталей (**МО**).

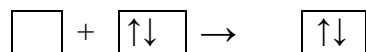
У методі **ВЗ** механізм виникнення зв'язку полягає у спарюванні електронів, що призводять до злиття електронних хмар під час зближення атомів.

Хімічний зв'язок виникає, коли атоми мають:

1. Неспарені електрони з різними спінами



2. Вакантну орбіталь у одного атома та спарені електрони у іншого атома



3. Позитивний заряд у однієї із взаємодіючих частинок та негативний у іншої «+» + «-» (йонний кристал або полярна молекула)

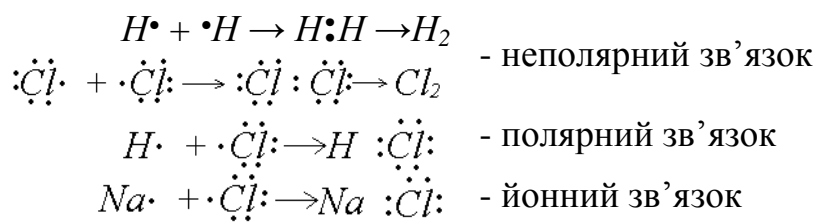
4. Несиметричні електронні хмари, у яких електрони одного атома притягуються до ядра іншого атома.

Кількість енергії, яка виділяється при утворенні 1 моль хімічного зв'язку, називається **енергією зв'язку** (*E зв.*, кДж/моль).

4.1 Типи та характеристики хімічного зв'язку

Природа хімічного зв'язку – єдина, електронна, але в різних випадках вона здійснюється по-різному. Тому говорять про різні типи хімічного зв'язку. Розрізняють основні типи хімічного зв'язку: ковалентний, йонний, металевий, водневий. Характер зв'язку можна визначити за різницею електронегативностей атомів, так, якщо $\Delta EN = 0$, зв'язок між атомами ковалентний неполярний. Значення $0 < \Delta EN \leq 1,7$ вказує на ковалентний полярний зв'язок, та якщо $\Delta EN > 1,7$, то характер зв'язку між атомами йонний.

Ковалентний зв'язок та його властивості. Цей зв'язок здійснюється за допомогою двох спільних електронів або електронної пари. У молекулі водню хімічний зв'язок виникає за рахунок неспарених 1s-електронів в кожного атома



Ковалентний зв'язок у молекулі хлору здійснюється за рахунком неспарених $p - p$ – електронів, у молекулі хлороводню HCl за допомогою s - і p -електронів

Розрізняють два види ковалентного зв'язку: *неполярний* і *полярний*.

У разі *неполярного ковалентного зв'язку* електронна пара, утворена спільною парою електронів, розподіляється в просторі симетрично відносно ядер обох атомів, Прикладом є двоатомні молекули, які складаються з атомів одного елемента (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2).

В молекулі HCl електронна пара зсунута в бік більш електронегативного елемента (Cl), тому цей зв'язок полярний.

Якщо електронні хмари спарених електронів у молекулі майже повністю зсунуті в бік одного з атомів, то виникає хімічний **йонний зв'язок**. Йонний зв'язок можна розглядати як крайній випадок полярного ковалентного хімічного зв'язку з максимально можливою асиметрією зарядів у реальних хімічних сполуках. На відміну від ковалентного зв'язку йонний не має напрямку.

Крім полярності, довжини та енергії зв'язку ковалентний зв'язок характеризується насиченістю та напрямком.

Під насиченістю розуміють здатність атомів утворювати обмежену кількість ковалентних зв'язків.

Наприклад, один атом водню утворює один зв'язок, атом вуглецю – чотири зв'язки (чотири непарних електрони).

Напрямок ковалентного зв'язку зумовлений розміщенням орбіталей у просторі. Це зумовлює просторову структуру молекул, тобто їхню геометричну форму. Найбільш міцні хімічні зв'язки виникають у напрямі максимального перекриття атомних орбіталей.

У залежності від напрямку перекриття атомних орбіталей розрізняють **σ -**, **π -** і **δ -зв'язки**. **σ -зв'язок** виникає при перекриванні атомних орбіталей уздовж вісі X . Це найбільш міцний зв'язок.

Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул.

Електрони, що беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталах. Здавалось б, що й зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівноцінні.

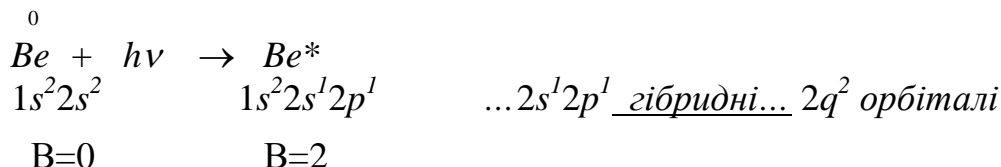
Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

Напрямок ковалентного зв'язку обумовлює просторову конфігурацію молекул, тобто їх геометричну форму.

Якщо у перекритті електронних хмар приймає участь s^1-s^1 – валентні електрони (наприклад, молекула H_2) або електрони s^1-p^1 підрівней (наприклад, молекула HCl) чи електрони p^1-p^1 та p^1 -підрівней (молекула

Cl_2), то молекули мають лінійну форму.

Тип гібридизації обумовлений характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Розглянемо утворення молекули $BeCl_2$. Ступень окиснення Берилію в молекулі +2, Хлору -1. У стаціонарному стані Берилію ($Be\ 1s^2 2s^2$) валентність атому дорівнює нулю, в молекулі Берилій – двохвалентен. Тобто для утворення двох зв'язків атому Берилію необхідно збудження.



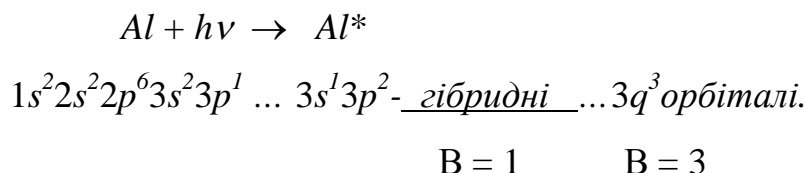
Внаслідок цього утворюються дві рівноцінні sp^1 – гібридні орбіталі, (q^2) які знаходяться в просторі під кутом 180° . **sp -гібридизація** характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

Для елементів III групи характерна **sp^2 -гібридизація**. Молекули – плоскої трикутної форми, кут між напрямком зв'язку – 120° .

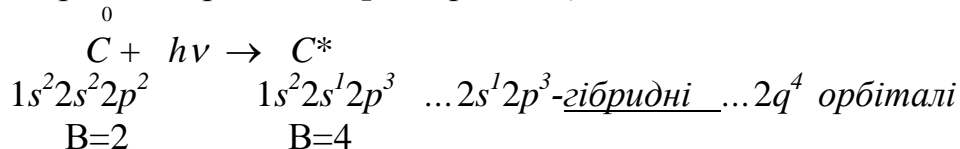
У молекулі хлориду алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p - електрон



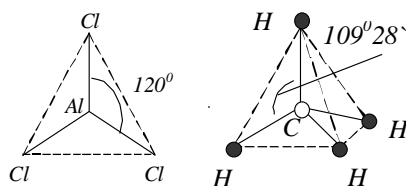
приймає участь в утворенні хімічного зв'язку. У атома алюмінію в утворенні зв'язку приймають участь три електрони. Таким чином, з атомом алюмінію взаємодіють три атоми хлору. Якщо об'єднати ядра атомів, які утворюють зв'язки, то одержимо плоский трикутник.



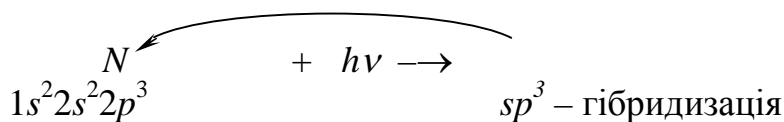
У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі – **sp^3 -гібридизація**.



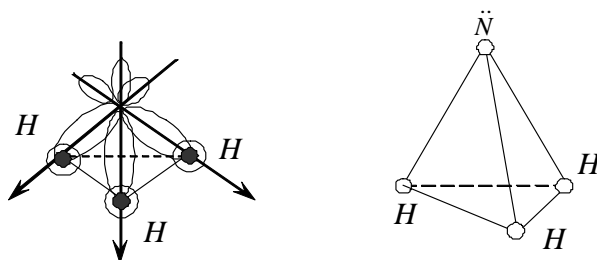
4 зв'язка sp^3 - гібридних хмар утворюють неправильний тетраедр з кутом $109^\circ 28'$.



СПОЛУКИ АЗОТУ ТА КИСНЮ. У молекулі амоніаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома азоту нема збудженого стану, бо на другому енергетичному рівні можуть бути тільки два підрівня - s и p .

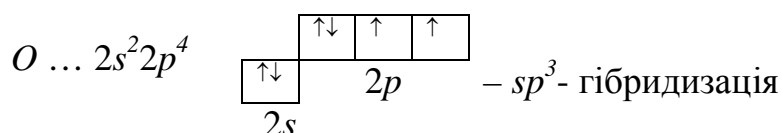


та $2s$ -орбіталь зайнята парою електронів.

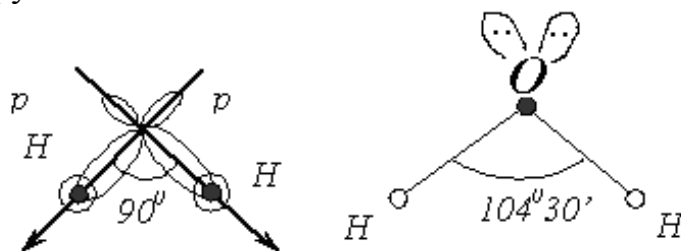


Через слабе відштовхування, яке існує між орбітальми, які беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою $2s$ -орбіталью, валентний кут змінюється до $107^\circ 18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку три p -електронні хмари розподіляються по координатним вісям і перекриваються з s -електронами атомів водню. У вершині піраміди знаходиться атом азоту, а в кутах її трикутної основи – атоми водню. Неподілена пара електронів у атома Нітрогену здатна утворювати донорно-акцепторний зв'язок (с. 50)

При утворенні молекули води H_2O у перекритті електронних хмар приймають участь 2 електрони p -підрівня атома кисню $1s^2 2s^2 2p^4$ та s -електрони двох атомів водню



При перекритті p -електронів з s -електронами, завдяки взаємному відштовхуванню пар електронів на $2s$ - та $2p$ -підрівнях, кут між напрямком зв'язку досягає $104^\circ 30'$. Таку кутову форму молекул утворюють атоми елементів VIA групи.



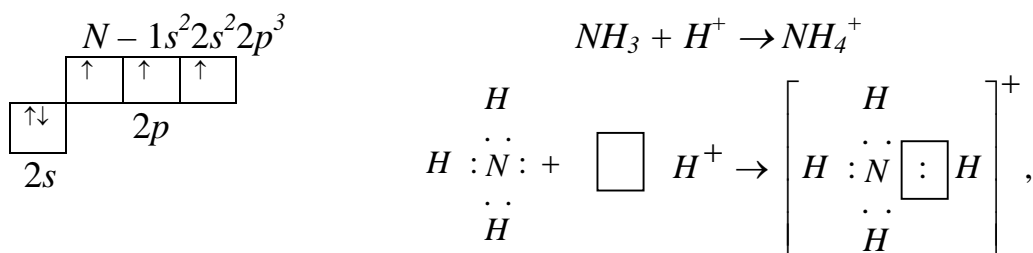
Дві неподілені пари електронів у атома Оксигену у воді здатні утворювати водневий зв'язок.

Донорно-акцепторний зв'язок. Механізм утворення ковалентного зв'язку за рахунок двоелектронної хмари одного атома і вільної орбіталі іншого атома називається донорно-акцепторним.

Атом, що надає неподілену електронну пару, називається *донором*, а атом, що приймає її, тобто надає вільну орбіталь – *акцептором*.

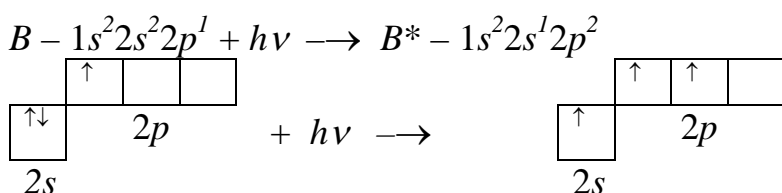
Утворений таким шляхом ковалентний зв'язок називається донорно-акцепторним або координаційним зв'язком.

Розглянемо як приклад механізм утворення йона амонію NH_4^+ :

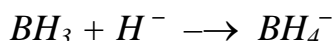
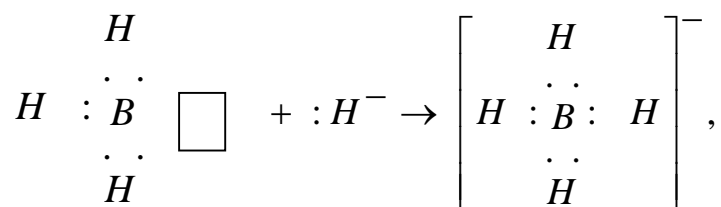


де N – донор; H^+ – акцептор.

Аналогічні властивості виявляє молекула BH_3 :



У молекулі BH_3 (борана) є вільна орбіталь у бора. Бор є акцептором, а йон H^- донором.



Атоми більшості металів на зовнішньому енергетичному рівні мають невелику кількість електронів та надлишок валентних орбіталей.

При зближенні атомів унаслідок утворення кристалічної ґратки валентні орбіталі сусідніх атомів перекриваються, завдяки чому електрони вільно переміщуються з однієї орбіталі на іншу, здійснюючи зв'язок між усіма атомами кристала. Таким тип хімічного зв'язку називається **металевим**.

Металевий зв'язок характерний для металів у твердому та рідкому стані. У пароподібному стані атоми металів з'єднані між собою ковалентними зв'язками.

Водневий зв'язок виникає між молекулами, до складу яких входить водень і дуже електронегативний елемент – фтор, кисень, азот, рідше –

хлор, сірка. У такій молекулі спільна електронна пара надто зміщена від атома водню до атома електронегативного елемента, а позитивний заряд водню сконцентрований у малому об'ємі. Протон однієї молекули взаємодіє з неподіленою електронною парою атома іншої молекули, усуспільнюючи її. У результаті утворюється інший, слабший зв'язок, що дістав назву *водневого*. Водневий зв'язок набагато слабший ніж ковалентний. Але він відповідає за асоціацію молекул:



4.1.1 Питання до самоконтролю

1. Що називається хімічним зв'язком?
2. Яка причина утворення хімічного зв'язку?
3. Який різновид хімічного зв'язку називають ковалентним?
4. Чим визначається тип хімічного зв'язку? Які його різновиди?
5. Які основні характеристики ковалентного хімічного зв'язку і в чому їх сутність?
6. Що таке полярний і неполярний ковалентний зв'язок?
7. Який механізм утворення ковалентного зв'язку називають обмінним, а який донорно-акцепторним?
8. Чим визначається валентність елементів?
9. Якими властивостями характеризують ковалентний зв'язок і в чому їхня сутність?
10. Який ковалентний зв'язок називають σ -, а який π -зв'язком?
11. Який хімічний зв'язок називають йонним і які його властивості?
12. Що таке металевий зв'язок і де він реалізується?
13. Що таке водневий зв'язок і які його різновиди? В чому схожість механізмів утворення водневого та ковалентного зв'язків?

4.1.2 Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах AlI_3 , H_2S , PH_3 , використовуючи таблицю відносних електронегативностей.

Розв'язання. Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок. Для цього необхідно скористатися даними таблиці електронегативності атомів елементів.

Йодид алюмінію AlI_3	$EN_{Al} = 1.6$	$EN_I = 2.6$	$\Delta EN = 1.0$
Сірководень H_2S	$EN_H = 2.1$	$EN_S = 2.6$	$\Delta EN = 0.5$
Фосфін PH_3	$EN_H = 2.1$	$EN_P = 2.2$	$\Delta EN = 0.1$

Бачимо, що максимальне значення ΔEN у $AlI_3 = 1$, цей зв'язок є найполярнішим.

Завдання 2. Визначити геометричну форму молекул AlH_3 , H_2S , PH_3 .

Розв'язання. Для визначення геометричної форми молекули необхідно встановити, до якого типу молекул A_2 , AB , B_2 , A_2B , A_3B , AB_2 , AB_3 чи AB_4 належать молекули заданих речовин (A - атом менш електронегативного елемента, B - атом більш електронегативного елемента). Якщо це молекули типу A_2 , AB чи B_2 , то вони двоатомні, а всі двоатомні молекули мають лінійну форму.

Якщо молекули складаються з більш ніж двох атомів, то для визначення їх геометричної форми необхідно:

1. Знайти центральний атом і його валентність:

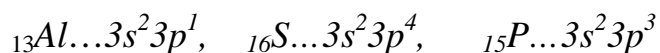
AlH_3 , центральний атом Al , валентність III;

H_2S , центральний атом S , валентність II;

PH_3 , центральний атом P , валентність III.

2. Скласти електронну і електронно-графічну формули тих енергетичних рівнів, електрони яких беруть участь в утворенні хімічних зв'язків з центральним атомом.

Оскільки Al , S , P - елементи головних підгруп, то їх валентні електрони розміщені тільки на зовнішньому енергетичному рівні.



3. Порівняти валентність центрального атома в молекулі з кількістю його неспарених електронів у нормальному стані. Якщо ж кількість неспарених електронів центрального атома в нормальному стані не збігається з його валентністю в молекулі, то спостерігається гібридизація його валентних орбіталей, якщо ж збігається, - то гібридизація відсутня.

AlH_3 . Для атома Al кількість неспарених електронів у нормальному стані дорівнює одиниці, а валентність його - III. Атом Al повинен перейти у збуджений стан: ${}_{13}Al^* \dots 3s^1 3p^2$

У такому випадку в утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і два p -електрони, тобто орбіталей різної форми і різної енергії. Слід припустити гібридизацію одного s - і двох p -електронів, тобто sp^2 -гібридизацію атомних орбіталей центрального атома Al . Остання призводить до утворення молекул плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

H_2S . Для атома сірки кількість неспарених електронів у нормальному стані збігається з його валентними в H_2S . Оскільки обидва неспарених електрона орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях x і y , молекули H_2S матимуть кутову форму з валентним кутом 90° .

Атом фосфору в молекулі PH_3 , має три неспарених електрони та для нього не потрібно збудженого стану. Тому 3 ковалентні зв'язки розташуються під кутом до атома фосфору, який знаходиться у вершині тригональної піраміди.

4.1.3 Індивідуальні завдання

№ варіанту	Записати валентні електрони атомів, які входять до сполуки, по енергетичним коміркам у стаціонарному та збудженому стані, якщо потрібно, та визначити тип гібридизації	Визначити тип гібридизації атомних орбіталей у сполуці, її геометричну форму та кут зв'язку між атомами.	Визначити характер зв'язку в молекулі за допомогою електро-негативностей атомів
1	GeH_4	N_2	PH_3
2	BCl_3	H_2O	$BeCl_2$
3	SiH_4	$BeCl_2$	GeI_4
4	$BeBr_2$	$SiCl_4$	$AlCl_3$
5	H_2Te	PH_3	$CaCl_2$
6	MgF_2	CO_2	CH_4
7	H_2O	AlF_3	BI_3
8	Cl_2	NO	$CoCl_2$
9	SbH_3	$SiBr_4$	P_2O_5
10	HBr	Cl_2	H_2Se
11	SCl_4	SO_2	$MgCl_2$
12	CCl_4	Br_2	BF_3
13	BeI_2	AsH_3	SiO_2
14	CF_4	$CoBr_2$	H_2O
15	$GaCl_3$	NH_3	CO_2
16	AlF_3	NO_2	PH_3
17	$SiBr_4$	H_2S	$SnCl_2$
18	$BaCl_2$	SiO_2	H_2S
19	FeO	$AlCl_3$	SCl_4
20	BeF_2	CuI_2	NO
21	Br_2	CCl_4	H_2Te
22	GeF_4	BCl_3	O_2
23	BI_3	$MgCl_2$	SO_2
24	CO_2	$CaBr_2$	FeO
25	$AlCl_3$	O_2	CuI_2
26	CuI_2	CaF_2	HBr
27	P_2O_5	F_2	MgF_2
28	H_2Se	Cl_2	AsH_3
29	N_2	P_2O_5	$AlCl_3$
30	AsH_3	CaI_2	HCl

5 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

5.1 Енергетика хімічних реакцій

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

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

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

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

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

5.1.1 Основні поняття хімічної термодинаміки

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

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

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

Сукупність гомогенних частин системи, однакових за складом, хімічними і фізичними властивостями та відокремлених від інших частин

системи фізичною поверхнею розподілу, називається **фазою**.

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

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

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

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

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

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

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

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

Теплові ефекти реакцій. При хімічних реакціях йде виділення або поглинання теплоти.

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

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

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

Екзотермічними називаються реакції, які відбуваються з *виділенням теплоти*

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl + 184,6 \text{ кДж.}$$

Ендотермічними називаються реакції, які відбуваються з *вбиранням теплоти*

$$\frac{1}{2} N_2 + \frac{1}{2} O_2 = NO - 90,4 \text{ кДж.}$$

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

В практиці користуються поняттями «теплота утворення» і «теплота згоряння».

Теплота утворення – це кількість теплоти, яка виділяється або

поглинається під час утворення одного моль сполуки з простих речовин.

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

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

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

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

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

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

Абсолютне значення внутрішньої енергії визначити неможливо, однак, можна визначити зміну внутрішньої енергії, якщо система переходить з одного стану в інший $\Delta U = U_2 - U_1$

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

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

Робота A є кількісною мірою передачі впорядкованого руху. Для хімічних реакцій найбільш характерна робота розширення (ізобарний процес)

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

де ΔV – зміна об'єму системи.

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

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

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

5.1.2 Перший закон термодинаміки

Перший закон термодинаміки є законом збереження енергії. Різні види енергії, які характеризують рух матерії, взаємно перетворюються в еквівалентних кількостях. Аналітичний вираз першого закону термодинаміки має вигляд $Q = \Delta U + A$

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

Для ізобарного процесу перший закон термодинаміки можна записати

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

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

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

Величина H є функцією $H = f(U, V, T)$. Зміна ентальпії ΔH визначає тепловий ефект хімічної реакції за ізобарними умовами.

Ентальпія – енерговміст системи, така сама властивість, як тиск p , об'єм V , температура T . Вона відображає взаємний вплив атомів в молекулі. Ентальпія є функцією стану системи: $\Delta H = H_2 - H_1$

Згідно закону термодинаміки, зміна ентальпії дорівнює тепловому ефекту реакції в ізобарних умовах, але із зворотнім знаком: $\Delta H = -Q_p$

Для ізохорного процесу згідно з першим законом:

$$Q_V = \Delta U,$$

бо $A = 0$. Тобто теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі дорівнює зміні внутрішньої енергії системи.

Закони термохімії

Термохімічні закони є окремою формою закону збереження енергії.

Закон Лавуазьє-Лапласа (1784 р):

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

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

Закон Гесса (1840 р):

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

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

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

Правило Гесса

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Вона позначається $\Delta H_{хім.р.}$ та вимірюється в кДж (Дж).

Теплота згоряння $\Delta H_{зг.}$ – це тепловий ефект реакції окиснення даної сполуки киснем й утворенням вищих оксидів відповідних елементів або сполук цих оксидів.

5.1.3 Другий закон термодинаміки

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

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

В 1865 р. Клаузіус вводить функцію „ S ”, яка дістає назву **ентропії** (від грецького - перетворення). Ентропія не залежить від шляху, тобто має властивості функції стану. ΔS вимірюється в Дж/(моль·К)

$$\Delta S = \frac{Q}{T},$$

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

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

Вільна енергія – та, яка дорівнює роботі A при $T = const$.

Зв'язана енергія – та частина внутрішньої енергії U , приріст якої дорівнює теплоті, її можна представити як $T \cdot \Delta S$, де S – ентропія.

Ентропія – кількісна міра невпорядкованості, міра ймовірності стану системи

$$S = K \cdot \ln W.$$

– величина пропорційна логарифму рівноймовірних мікростанів (W), якими може бути реалізовано даний макростан.

Ентропія зростає при зміні агрегатного стану від твердого до газоподібного: тверде \rightarrow рідина \rightarrow газ, тобто $S_m < S_p < S_g$.

Вона змінюється пропорційно зміні об'єму: $\Delta S \approx \Delta V$.

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

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

якщо $\Delta S < 0$, процес не йде;

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

Зміна ентропії хімічного процесу рахується за правилом Гесса:

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

Термодинамічні потенціали. Напрямок, в якому самовільно перебігає реакція, визначається сумісною дією двох факторів:

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

– тенденцією досягнення найбільш ймовірного стану (до зростання ентропії).

Найбільш стійкому рівноважному стану системи за даними умовами (p, T) відповідає рівність:

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

ентальпійний ентропійний
фактор фактор

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

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

Термодинамічна функція стану системи $G = H - T \cdot S$; $G = f(p, T)$ називається *енергією Гіббса або ізобарно-ізотермічним потенціалом*. А зміна енергії Гіббса при хімічних реакціях ΔG – *енергією Гіббса хімічної реакції*. G – вільна частина внутрішньої енергії, запас вільної енергії системи.

Фізичний зміст енергії Гіббса – є максимально корисна робота при зворотному та ізотермічному процесі. $\Delta G_{p, T} = -A_{\text{макс}}$

Рівність ентальпійного та ентропійного факторів $\Delta H = T \Delta S$

можна записати як $\Delta U + p \Delta V = T \Delta S$

Для ізохорно ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$) – ізотермічних ($T = \text{const}$) процесів рівняння приймає вигляд $\Delta U = T \Delta S$

Різниця між ними: $\Delta U - T \Delta S = \Delta F$

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

$F = U - T \cdot S$; $F = f(V, T)$ *енергією Гельмгольца*.

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

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

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

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

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

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

Якщо $\Delta G < 0$, то реакція відбувається зліва направо (самовільно); якщо $\Delta G > 0$, то процес обернений або в прямому напрямку заборонений; якщо $\Delta G = 0$, тобто протилежні сили дорівнюватимуть $\Delta H = T \Delta S$ і система знаходиться в стані рівноваги

Це є термодинамічною умовою хімічної рівноваги.

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

Таблиця 5.1 – Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії S°_{298} та вільна енергія утворення ΔG°_{298} деяких речовин та йонів при 298 К (25°C)

Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль	Речовина	ΔH°_{298} кДж/моль	S°_{298} Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} кДж/моль
Al ₂ O ₃ (к.)	-1676,0	50,9	-1582,0	NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5
CH ₄ (г.)	-74,9	186,2	-50,8	NiO (к.)	-239,7	38,0	-211,6
C ₂ H ₄ (г.)	52,3	219,4	68,1	TiO ₂ (к.)	-943,9	50,3	-888,6
C ₂ H ₂ (г.)	+226,8	200,8	+209,2	PbO (к.)	-219,3	66,1	-189,1
C ₂ H ₆ (г.)	-89,7	229,5	-167,9	SO ₂ (г.)	-296,9	248,1	-300,2
C ₆ H ₆ (р.)	82,9	269,2	129,7	SO ₃ (г.)	-394,8	256,0	-370,0
C ₂ H ₅ OH (р.)	-277,6	160,7	-174,8	ZnO (к.)	-350,6	43,6	-320,7
C ₂ H ₅ OH (г.)	-235,3	282,0	-168,62	AgCl (т.)	-126,9	96,0	-109,6
CH ₃ OH (г.)	-201,2	237,7	-161,88	Ag ⁺	105,90	73,93	77,11
CH ₃ OH (р.)	-238,6	126,8	-166,1	Al ³⁺	-524,7	-313,4	-481,2
CH ₃ COOH(р.)	-486,6	159,7	-392,1	AsO ₄ ³⁻	-870,3	-144,8	-636,0
CO (г.)	-110,5	197,5	-137,1	CO ₃ ²⁻	-676,3	-53,1	-528,1
CO ₂ (г.)	-393,5	213,7	-394,4	Ca ²⁺	-542,9	-55,2	-553,1
CaCO ₃ (к.)	-1207,0	88,7	-1127,7	Cl ⁻	-167,46	55,1	-131,2
CaF ₂ (к.)	-1214,6	68,9	-1161,9	Cu ²⁺	64,4	-98,7	64,98
CaO (к.)	-635,5	39,7	-604,2	Fe ²⁺	-87,9	-113,4	-84,94
Ca(OH) ₂ (к.)	-986,6	76,1	-896,8	Fe ³⁺	-47,7	-293,3	-10,5
CaCl ₂ (к.)	-785,8	113,8	-750,2	H ⁺	0	0	0
CuO (к.)	-162,0	42,6	29,9	Hg ₂ ²⁺	168,2	74,2	154,2
FeO (к.)	-264,8	60,8	-244,3	K ⁺	-251,2	102,5	-282,3
Fe ₂ O ₃ (к.)	-322,2	87,4	-740,3	Li ⁺	-278,4	14,2	-293,8
Fe ₃ O ₄ (к.)	-1117,1	146,2	-1014,2	Mn ²⁺	-218,8	-79,9	-223,4
HBr (г.)	-36,3	198,6	-53,3	MnO ₄ ⁻	-518,4	190,0	-425,1
HCl (г.)	-92,3	186,8	-95,2	Ni ²⁺	-53,2	-1261	-45,6
HF (г.)	-270,7	178,7	-272,8	NO ₂ ⁻	-106,3	125,1	-35,3
HI (г.)	26,6	206,5	1,8	NO ₃ ⁻	-206,6	146,4	-110,5
H ₂ O (г, п.)	-241,8	188,7	-228,6	Na ⁺	-239,66	60,2	-261,87
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3	OH ⁻	-229,94	-10,54	-157,3
H ₂ S (г.)	-21,0	205,7	-33,8	PO ₄ ³⁻	-1284,1	-218,0	-1025,5
MgCl ₂ (к.)	-641,1	89,9	-591,6	SO ₄ ²⁻	-907,5	17,2	-743,0
MgO (к.)	-601,8	26,9	-569,6	HSO ₃ ⁻	-628,0	132,4	-527,3
MgCO ₃ (к.)	-1096,2	65,7	-1029,0	PCl ₅ (г.)	-369,45	362,9	-324,55
NH ₃ (г.)	-46,2	192,6	-16,7	PCl ₃ (г.)	-277,0	311,7	-286,27
NH ₄ Cl (к.)	-314,2	95,8	-203,2	Sn ²⁺ (р.)	-10,5	-22,7	-27,3
N ₂ O (г.)	82,0	219,9	104,1	Sn ⁴⁺ (р.)	-2,43	-226,1	-2,4
NO (г.)	90,3	210,6	86,6	SnCl ₄ (р.)	-528,9	299,6	-257,7
N ₂ O ₃ (г.)	83,3	307,0	140,5	Zn ²⁺	-153,74	-110,67	-127,3
N ₂ O ₄ (г.)	9,65	304,0	99,56	PbCO ₃ (к.)	-699,6	131,0	-625,9
NO ₂ (г.)	33,5	240,2	51,5	PbSO ₄ (к.)	-920,6	148,7	-813,8

Таблиця 5.2 - Напрямок перебігу реакцій

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

5.1.4 Питання до самоконтролю

1. Якими параметрами можна описати стан системи?
2. Що означає поняття термодинамічна функція стану системи? Які термодинамічні функції стану системи Вас відомі?
3. Яка функція стану системи визначає запас енергії системи? Від яких параметрів вона залежить? Який її фізичний зміст?
4. Які основні форми енергії процесів?
5. Сформулюйте перший закон термодинаміки. Який він має математичний вираз для ізобарних та ізохорних процесів?
6. Яка величина зветься «ентальпією»? Який її фізичний зміст? Функцією яких параметрів вона є?
7. Сформулюйте закони термохімії.
8. Для термохімічних обчислень яке правило застосовується, в чому воно полягає?
9. Що розуміють під поняттям «ентальпія утворення хімічних сполук» та «ентальпія хімічної реакції»? В яких одиницях вони визначаються?
10. Сформулюйте другий закон (постулат) термодинаміки.
11. В чому полягає фізичний зміст ентропії? Як вона змінюється в залежності від агрегатного стану системи?
12. Як за зміною ентропії визначити напрямок процесу?
13. Які термодинамічні потенціали вам відомі? Як інакше вони називаються? Чому? Функціями яких параметрів вони є?
14. Термодинамічною функцією стану системи яких параметрів є енергія Гіббса? В чому полягає її фізичний зміст? Запишіть математичний вираз енергії Гіббса.
15. Що характеризує поняття «енергія Гіббса утворення»? Як вона розраховується?
16. Як за значеннями енергії Гіббса можна визначити напрямок хімічного процесу?
17. За яким правилом рахують енергію Гіббса хімічної реакції та роблять висновок про її спрямованість?

Термохімічні розрахунки

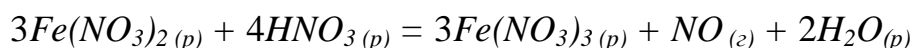
З використанням теплових ефектів реакцій:

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

5.1.5 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

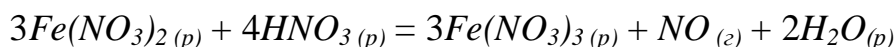
Користуючись даними табл. 5.1. розрахувати ентальпію хімічної реакції та зробити висновок який це процес:



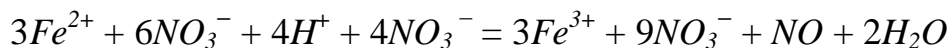
Розв'язання.

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

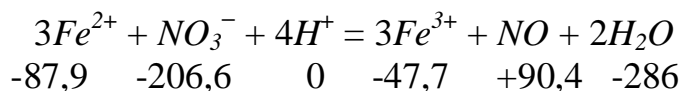
1. Записуємо молекулярне рівняння реакції, враховуючи агрегатний стан речовин:



2. Записуємо повне молекулярно-йонне рівняння:



3. Далі пишемо скорочене рівняння:



4. Вказуємо ΔH_{298}^0 під хімічними формулами речовин в кДж/моль, які знайшли в таблиці 5.2.

5. Записуємо правило Гесса в загальному вигляді:

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

6. Записуємо правило Гесса для даного рівняння:

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

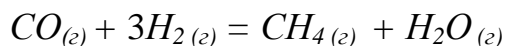
7. Підставимо чисельні значення ΔH_{298}^0 речовин і рахуємо $\Delta H_{x.p.}$:

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

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

Приклад 2.

Визначити зміну енергії Гіббса хімічної реакції та можливість самовільного перебігу реакції за стандартними умовами:



Розв'язання.

За правилом Гесса

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

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

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

Підставляємо значення ΔG_{298}^0 речовин із табл.5.1 та визначаємо $\Delta G_{x.p.}$

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

Висновок: оскільки $\Delta G_{x.p.} < 0$, то процес за стандартними умовами можливий зліва направо (в прямому напрямку).

Приклад 3.

Визначити ентальпію утворення 4 кг Fe_2O_3 .

Розв'язання.

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

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

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

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

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

$$M(Fe_2O_3) = 160 \text{ г/моль.}$$

$$\Delta H_{\text{утв}} = \frac{4000}{160} \cdot (-322,2) = -8055 \text{ кДж.}$$

Відповідь: ентальпія утворення 4 кг Fe_2O_3 складає -8055 кДж.

Приклад 4.

Визначити ентальпію розкладу 112 л амоніаку.

Розв'язання.

Рахуємо кількість речовини амоніаку (див. прикл. 3)

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

Визначаємо ентальпію утворення 5 моль NH_3 :

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

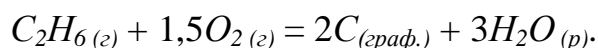
$$\Delta H_{утв} = 5 \cdot (-46,2) = -231 \text{ кДж.}$$

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

Відповідь: ентальпія розкладу 112 л амоніаку становить 231 кДж.

Приклад 5.

Чи можливий самовільний перебіг реакції за стандартними умовами?



Розв'язання.

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

За правилом Гесса:

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

Оскільки ΔG простих речовин дорівнює нулю, то запишемо

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

Для розрахунку $\Delta G_{x.p.}$ користуємось табл. 5.1.

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

Відповідь: так як $G_{x.p.} < 0$, то реакція може протікати зліва направо самовільно за стандартними умовами.

5.1.6 Індивідуальні завдання

Завдання 1.

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

№ ва-ріанту	Завдання
1	$Fe_3O_4 (κ) + CO (z) = 3FeO (κ) + CO_2 (z)$
2	$CO (z) + 3H_2 (z) = CH_4 (z) + H_2O (z)$
3	$Fe_2O_3 (κ) + Al (m) \rightarrow Al_2O_3 (κ) + Fe (m)$
4	$FeO (κ) + H_2 (z) = Fe (m) + H_2O (n)$
5	$NH_3 (z) + HCl (z) = NH_4Cl (κ)$
6	$C_2H_6 (z) + O_2 (z) \rightarrow CO_2 (z) + H_2O (n)$
7	$CO (z) + H_2O (p) = CO_2 (z) + H_2 (z)$
8	$Fe_2O_3 (κ) + 3H_2 (z) = 2Fe (κ) + 3H_2O (z)$
9	$CH_4 (z) + CO_2 (z) = 2CO (z) + 2H_2 (z)$
10	$C_2H_2 (z) + 5/2O_2 (z) = 2CO_2 (z) + H_2O (p)$
11	$2NO (z) + O_2 (z) = 2NO_2 (z)$
12	$4NH_3 (z) + 5O_2 (z) = 4NO (z) + 6H_2O (z)$
13	$PbO (κ) + CO_2 (z) = PbCO_3 (κ)$
14	$CaO (κ) + CO_2 (z) = CaCO_3 (κ)$
15	$Ca(NO_3)_2 (m) = Ca(NO_2)_2 (m) + O_2 (z)$
16	$CO_2 (z) + 4H_2 (z) = CH_4 (z) + 2H_2O (p)$
17	$C_2H_4 (z) + 3O_2 (z) = 2CO_2 (z) + 2H_2O (p)$
18	$2CO (z) + SO_2 (z) = S (κ) + 2CO_2 (z)$
19	$C_6H_6 (p) + 7,5O_2 (z) = 6CO_2 (z) + 3H_2O (p)$
20	$NH_4NO_3 (κ) = N_2O (z) + 2H_2O (z)$
21	$2HNO_3 (p) + 3H_2S (z) = 2NO (z) + 3S (κ) + 4H_2O (p)$
22	$NiO (κ) + CO (z) = Ni (κ) + CO_2 (z)$
23	$8Al (κ) + 3Fe_3O_4 (κ) = 9Fe (κ) + 4Al_2O_3 (κ)$
24	$C_2H_6 (z) = C_2H_4 (z) + H_2 (z)$
25	$C_2H_5OH (p) = C_2H_4 (z) + H_2O (p)$
26	$Fe_2O_3 (κ) + 3CO (z) = 2Fe (κ) + 3CO_2 (z)$
27	$CO_2 (z) + C (m) = 2CO (z)$
28	$SO_2 (z) + 2CO (z) = 2CO_2 (z) + S (κ)$
29	$PbO (κ) + CO (z) = Pb (κ) + CO_2 (z)$
30	$Zn (κ) + PbO (κ) = Pb (κ) + ZnO (κ)$

Завдання 2.

Визначити ентальпію утворення та розкладу певної кількості речовини.

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

5.2 Хімічна кінетика

5.2.1 Швидкість хімічних реакцій

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

Хімічні реакції відбуваються в часі:

- перебігають досить повільно: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2H_{2O(l)}$,
але в присутності каталізатора – (*Pt*) та при нагріванні (700 °C) з вибухом;
- відбуваються миттєво $2NO_{(g)} + O_{2(g)} = 2NO_{2(g)}$
- протікають з вибухом: $H_{2(g)} + F_{2(g)} = 2HF_{(g)}$

Взаємодія між йонами в розчинах звичайно протікає дуже швидко.

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

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

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

Швидкість реакції *W* вимірюють в моль/л·с.

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

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

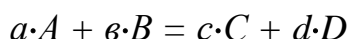
В гетерогенних системах процеси багатостадійні. Швидкість реакції визначається не сумою швидкостей окремих стадій, а швидкістю найповільнішої стадії. Для гетерогенних систем – це швидкість дифузії.

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

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

Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степеня відповідного їм стехіометричного коефіцієнта

Для реакції загальним виглядом:



швидкість реакції за законом діючих мас:

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

де a, b – стехіометричні коефіцієнти;

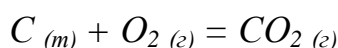
K – коефіцієнт пропорційності, що називається *константою швидкості реакції*.

Якщо $C_A = C_B = 1$ моль/дм³, $T = const$, то $V = K$.

Фізичний зміст K – це швидкість реакції з концентрацією реагуючих речовин 1 моль/дм³.

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

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



пропорційна тільки концентрації кисню

$$V = K \cdot \text{const}[O_2] = K'[O_2] \quad \text{де } K' = K \cdot \text{const}.$$

Вплив температури на швидкість хімічної реакції. При нагріванні швидкість руху молекул збільшується, що призводить до збільшення швидкості реакції.

Зростання швидкості реакції із зростанням температури можна в певних межах визначити згідно **правила Вант-Гоффа**:

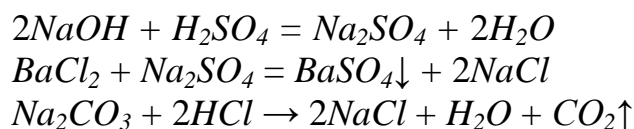
При підвищенні температури на 10° швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2 – 4 рази

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

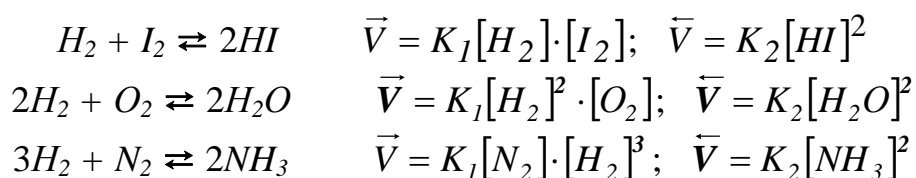
де γ - температурний коефіцієнт 2-4, відомо як правило Вант-Гоффа, і має приблизний характер. Але воно дає можливість оцінити поведінку хімічної системи в певних межах температур.

5.3 Хімічна рівновага

Необоротні реакції йдуть тільки в одному напрямку, коли утворюються важкорозчинні сполуки; речовини, що виходять зі сфери реакції (газоподібні та малодиссоційовані речовини).



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



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

Стан хімічної рівноваги характеризується тим, що речовини перетворюються в продукти реакції (пряма реакція), і навпаки, продукти реакції перетворюються в вихідні речовини (зворотня реакція) з однаковою швидкістю. Зміна вільної енергії Гібса – найбільш вдалий критерій

перебігу реакції $\Delta G_{p,T} = 0$, тобто $\Delta H = T\Delta S$.

Концентрації речовин, які встановлюються при рівновазі, зветься *рівноважними* та позначаються [] - квадратними дужками.

Константа рівноваги. Кількісною характеристикою хімічної рівноваги є константа рівноваги. Для реакції $\text{CO}_{(r)} + \text{NO}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(r)} + \text{NO}_{(r)}$ Швидкість прямої реакції, згідно з законом діючих мас:

$$V_1 = K_1 [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2], \text{ а зворотної } V_2 = K_2 [\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}].$$

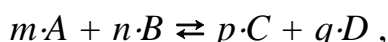
Як тільки V_1 та V_2 будуть однаковими, в системі встановиться динамічна рівновага і подальша зміна концентрації всіх речовин, які приймають участь в реакції, припиниться $V_1 = V_2$,

$$K_1 [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2] = K_2 [\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}],$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{NO}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]} = K_p.$$

Величина K_p називається *константою хімічної рівноваги*. Вона не залежить від концентрації реагуючих речовин та стала за даною температурою.

Для будь-якої *гомогенної системи*, що знаходиться в стані рівноваги

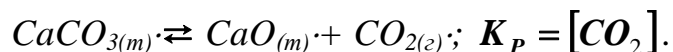
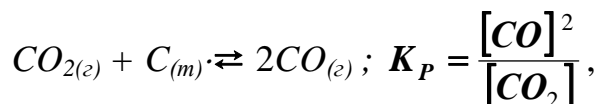


константу рівноваги можна записати рівнянням

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

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

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



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

Зрушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Стан хімічної рівноваги за сталих зовнішніх умов (незмінних температурі, тиску, рівноважних концентрацій реагентів) зберігається як завгодно довго.

При зміні зовнішніх умов швидкості прямої та зворотної реакції

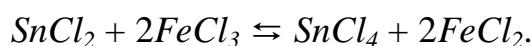
змінюються, стають нерівними. Але через деякий час швидкості процесів стають однаковими, встановлюється нова рівновага, при якій рівноважні концентрації набувають іншого значення. Порушення рівноваги через зміну однієї умови існування даної системи називається *зміщенням* або *зсувом хімічної рівноваги*.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

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

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

Вплив концентрації на зміщення рівноваги.

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



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

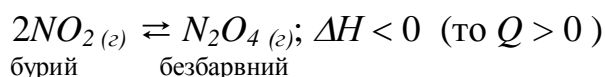
Таке саме зміщення відбудеться, якщо $C_{\text{FeCl}_3} \uparrow$.

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

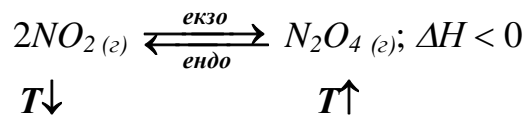
Якщо в реакційну суміш ввести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зміщується в напрямку зменшення концентрації цієї речовини

Вплив температури на зміщення рівноваги .

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



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



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

$T \uparrow \leftarrow$ (ендотермічний процес).

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

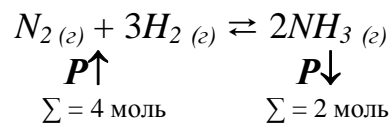
$T \downarrow \rightarrow$ (екзотермічний процес).

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

Вплив тиску на рівноважні системи.

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

Наприклад, реакція синтезу аміаку



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

Якщо тиск зменшується ($P \downarrow$), то рівновага зміщується в напрямку зростання кількості **моль** вихідних речовин (N_2 та $3H_2$), тобто в напрямку збільшення тиску (\leftarrow). Якщо $P \uparrow$, рівновага зміститься \rightarrow , коли $P \downarrow$, то рівновага зміститься \leftarrow . Таким чином:

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

5.3.1 Питання до самоконтролю

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Які системи є гомогенним та гетерогенними? Як визначається в них швидкість хімічних реакцій? Від чого вона залежить?
3. Сформулювати закон діючих мас. Записати математичні вирази його в різних системах.
4. Які чинники впливають на швидкість хімічних реакцій? Як впливає

температура на швидкість та за яким правилом можна це визначити?

5. За якою ознакою визначається хімічна рівновага системи?
6. Що є кількісною характеристикою стану рівноваги? Як вона зветься та визначається для гомогенних та гетерогенних систем?
7. За яким правилом можна передбачити зрушення хімічної рівноваги в системі? Сформулювати його.
8. Сформулювати правило Ле-Шательє для різних чинників впливу на зрушення хімічної рівноваги.

5.3.2 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1.

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

Розв'язання:

Для реакції $2NO + O_2 = 2NO_2$
константа рівноваги визначається співвідношенням

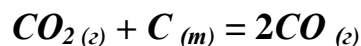
$$K_p = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]} = \frac{1,2^2}{0,2^2 \cdot 0,3} = \frac{1,44}{0,012} = 120$$

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

$$\begin{aligned} C_{\text{вих}} NO &= [NO] + 1,2 = 0,2 + 1,2 = 1,4 \text{ моль/дм}^3 \\ C_{\text{вих}} O_2 &= [O_2] + 0,6 = 0,3 + 0,6 = 0,9 \text{ моль/дм}^3 \end{aligned}$$

Приклад 2.

Визначити як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі, якщо тиск зросте в 3 рази



Розв'язання::

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

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

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

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

$$\text{Співвідношення} \quad \frac{V'}{V}_{\text{пр}} = \frac{3K'[CO_2]}{K'[CO_2]} = 3$$

вказує, що швидкість прямої реакції зросте в 3 рази.

Швидкість зворотної реакції:

$$V_{\text{зв}} = K''[CO]^2$$

Після зміни тиску

$$V'_{\text{зв}} = K''[3CO]^2 = 9K''[CO]^2$$

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

вказує, що швидкість зворотної реакції зросте в 9 разів.

Приклад 3.

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

Розв'язання:

Згідно з емпіричним правилом Вант-Гоффа

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

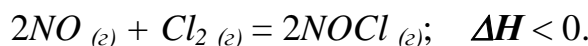
де V_1, V_2 – швидкості реакцій при температурах T_1, T_2 .

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

Відповідь: швидкість реакції зменшиться в 64 рази.

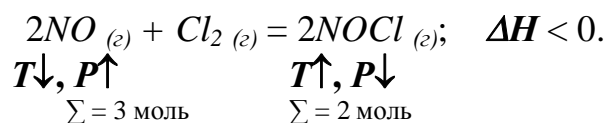
Приклад 4.

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



Розв'язання:

Для виявлення впливу температури на зсув рівноваги в системі визначаємо за ΔH , що прямий процес – екзотермічний, а зворотній – ендотермічний ($\Delta H = -Q$)



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

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

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

5.3.3 Індивідуальні завдання

Для наступних варіантів:

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

Варіант

1. $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$; $\Delta H < 0$
 $CaCO_{3(s)} = CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 4) $T_1 = 40^\circ C$, $T_2 = 60^\circ C$, $\gamma = 2$
2. $2WO_{3(s)} + 3C_{(s)} = 2W_{(s)} + 3CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $2NH_{3(g)} + 3N_2O_{(g)} = 4N_{2(g)} + 3H_2O_{(l)}$; $\Delta H > 0$
 4) $T_1 = 50^\circ C$, $T_2 = 80^\circ C$, $\gamma = 2$
3. $2CO_{(g)} + 2H_{2(g)} = CH_{4(g)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H < 0$
 $Fe_2O_{3(s)} + CO_{(g)} = 2FeO_{(s)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 4) $T_1 = 50^\circ C$, $T_2 = 10^\circ C$, $\gamma = 3$
4. $Fe_3O_{4(s)} + 2C_{(s)} = 2Fe_{(s)} + 2CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} = 2NOCl_{(g)}$; $\Delta H < 0$
 4) $T_1 = 10^\circ C$, $T_2 = 60^\circ C$, $\gamma = 3$
5. $2CO_{2(g)} + H_{2(g)} = 2CO_{(g)} + H_2O_{(l)}$; $\Delta H > 0$
 $3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(l)} = Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$; $\Delta H < 0$
 4) $T_1 = 20^\circ C$, $T_2 = 80^\circ C$, $\gamma = 3$
6. $2NO_{2(g)} = 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $SrO_{(s)} + CO_{2(g)} = SrCO_{3(s)}$; $\Delta H < 0$
 4) $T_1 = 60^\circ C$, $T_2 = 20^\circ C$, $\gamma = 3$
7. $FeO_{(s)} + CO_{(g)} = Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$; $\Delta H > 0$
 $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} = 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(l)}$; $\Delta H < 0$
 4) $T_1 = 100^\circ C$, $T_2 = 50^\circ C$, $\gamma = 2$

8. $2CO_{(g)} + O_{2(g)} = 2CO_{2(g)}; \quad \Delta H > 0$
 $C_{(m)} + 2N_2O_{(g)} = 2N_2_{(g)} + CO_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 4) $T_1 = 40^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C}, \gamma = 3$
9. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $CaO_{(m)} + CO_{2(g)} = CaCO_{3(m)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 30^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C}, \gamma = 3$
10. $CH_{4(g)} + H_2O_{(n)} = CO_{(g)} + 3H_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $WO_{3(m)} + 3H_{2(g)} = W_{(m)} + 3H_2O_{(n)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 100^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C}, \gamma = 2$
11. $2H_2S_{(g)} = 2H_{2(g)} + S_{2(n)}; \quad \Delta H > 0$
 $Fe_2O_{3(m)} + 3H_{2(g)} = 2Fe_{(m)} + 3H_2O_{(n)}; \quad \Delta H < 0$
 4) $T_1 = 10^\circ\text{C}, T_2 = 50^\circ\text{C}, \gamma = 2$
12. $N_{2(g)} + O_{2(g)} = 2NO_{(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $C_{(m)} + 2H_{2(g)} = CH_{4(g)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 65^\circ\text{C}, T_2 = 105^\circ\text{C}, \gamma = 3$
13. $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $C_{(m)} + CO_{2(g)} = 2CO_{(g)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 75^\circ\text{C}, T_2 = 35^\circ\text{C}, \gamma = 2$
14. $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} = COCl_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $2Hg_{(m)} + O_{2(g)} = 2HgO_{(m)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 25^\circ\text{C}, T_2 = 55^\circ\text{C}, \gamma = 3$
15. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $4HNO_{3(p)} = 4NO_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(n)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 45^\circ\text{C}, T_2 = 75^\circ\text{C}, \gamma = 4$
16. $2Mg_{(m)} + O_{2(g)} = 2MgO_{(m)}; \quad \Delta H < 0$
 $2PH_{3(g)} + 4O_{2(g)} = P_2O_{5(m)} + 3H_2O_{(n)}; \quad \Delta H < 0$
 4) $T_1 = 110^\circ\text{C}, T_2 = 160^\circ\text{C}, \gamma = 2$
17. $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 $Fe_2O_{3(m)} + 3CO_{(g)} = 2Fe_{(m)} + 3CO_{2(g)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 20^\circ\text{C}, T_2 = 70^\circ\text{C}, \gamma = 2$
18. $3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(n)} = Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(g)}; \quad \Delta H > 0$
 $CO_{(g)} + H_2O_{(n)} = CO_{2(g)} + H_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 4) $T_1 = 170^\circ\text{C}, T_2 = 220^\circ\text{C}, \gamma = 2$
19. $2NH_{3(g)} + 3N_2O_{(g)} = 4N_{2(g)} + 3H_2O_{(n)}; \quad \Delta H > 0$
 $WO_{3(m)} + 3CO_{(m)} = W_{(m)} + 3CO_{2(g)}; \quad \Delta H > 0$
 4) $T_1 = 120^\circ\text{C}, T_2 = 180^\circ\text{C}, \gamma = 2$
20. $2NO_{2(g)} = 2NO_{(g)} + O_{2(g)}; \quad \Delta H > 0$
 $3Fe_{(m)} + 4H_2O_{(n)} = Fe_3O_{4(m)} + 4H_{2(g)}; \quad \Delta H < 0$
 4) $T_1 = 100^\circ\text{C}, T_2 = 150^\circ\text{C}, \gamma = 2$

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

6. РОЗЧИНИ

6.1 Способи визначення складу розчинів

Розчини – це однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Важливою характеристикою будь-якого розчину є його склад. Існують різні способи чисельного визначення складу розчинів

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями.

Концентрація речовини – фізична величина (розмірна або безрозмірна), що визначає кількісний вміст розчину, суміші або розплаву.

Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масовій чи об'ємній кількості розчину або розчинника.

6.1.1 Масові концентрації

Масова частка розчиненої речовини (ω) – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V}$$

де ω – масова частка розчиненої речовини; m_B – маса розчиненої речовини B ; m_{p-ny} – загальна маса розчину; m_S – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см³; V – об'єм розчину.

Масова частка розчиненої речовини ω – це безрозмірна фізична величина, зазвичай визначається в долях одиниці або у відсотках.

Процентна концентрація (С%) – маса розчиненої речовини в 100 г розчину
 $C\% = \omega \cdot 100\%$.

Молярна частка (N_i) – відношення кількості речовини (n_B) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де n_1 і n_2 – число моль розчинника і розчиненої речовини, N_1 – молярна частка – безрозмірна фізична величина – розчинника та речовини.

Молярна концентрація – (молярність, C_m) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси (1 кг = 1000 г) розчинника.

$$C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S},$$

де m і m_S – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса

розчиненої речовини. Скорочене позначення одиниці молярності – **моль/кг**.

Масова концентрація речовини B (ρ_B , г/дм³) – дорівнює масі розчиненої речовини B (m_B), поділеної на об'єм розчину (V):

$$\rho_B = \frac{m_B}{V}.$$

6.1.2 Об'ємні концентрації

Об'ємна частка розчиненої речовини (φ_B) – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{p-ny}}; \quad \varphi_B = \frac{V_B}{V_B + V_S},$$

де φ – об'ємна частка розчиненої речовини; V_B – об'єм розчиненої речовини; V_{p-ny} – об'єм (загальний) розчину; V_S – об'єм розчинника.

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її визначають в долях від одиниці або у відсотках $C(\% \text{ об.}) = \varphi \cdot 100\%$

Молярна концентрація (молярність, C_M або M) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль розчиненої речовини в 1 дм³ розчину (1 дм³ = 1 л).

$$C_M(B) = \frac{n_B}{V_B}; \quad C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_B}.$$

Основною одиницею молярної концентрації є **моль/дм³** або **моль/л**.

Молярність розчину позначається буквою M .

Молярна концентрація еквівалентів речовини B (еквівалентна концентрація, $C_{екв}$, нормальність, C_H або n) – відношення кількості еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число моль еквівалентів розчиненої речовини в 1 дм³ розчину

$$C_{екв} = C_H(B) = \frac{n_{екв}}{V_B}; \quad C_H(B) = \frac{m_B}{M_{екв(B)} \cdot V_B}.$$

Основною одиницею молярної концентрації еквівалентів є **моль/дм³** або **моль/л**.

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “ n ”, $n \equiv$ моль/л.

Добуток молярної концентрації еквівалентів речовини B на об'єм розчину V_B дорівнює кількості еквівалентів цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин A і B :

$$C_H(B) \cdot V(B) = C_H(A) \cdot V(A).$$

Титр (Т) – концентрація стандартного розчину, яка дорівнює масі речовини в грамах, що міститься в 1 см³ розчину (1 см³ = 1 мл). Т, (г/мл; г/см³):

$$T_B = \frac{m_B}{V_B}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}.$$

6.1.3 Зв'язок між масовою часткою та молярною концентрацією, молярною концентрацією еквівалента речовини

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу від одного виду виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину (ρ , г/см³).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M},$$

де ρ – густина розчину в г/см³; $\rho \cdot 1000$ – маса 1 дм³ розчину;
 $\rho \cdot 1000 \cdot \omega$ – маса розчиненої речовини в 1 дм³ розчину.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{екв} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}.$$

6.1.4 Питання до самоконтролю

1. Дати визначення розчину.
2. Що таке концентрація розчину?
3. Способи визначення концентрації розчинів, їхні математичні вирази.
4. На які дві групи поділяють способи виразу концентрації розчинів і які з них оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
5. Як розраховують концентрації при змішуванні розчинів?
6. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
7. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалента, одиниця її вимірювання?
8. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
9. У чому сутність правила змішування («правило хреста») при приготуванні розчину проміжної концентрації з більш розведених та більш концентрованих розчинів?
10. Яка концентрація називається молярною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?

11. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
12. Що називають концентрацією компонента у розчині?
13. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
14. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об'ємні та навпаки?
15. Які існують способи приготування розчину?

6.1.5 Приклади розв'язання завдань

Розрахунок маси компонентів розчину

Приклад 1.

Приготувати **120 г** водного розчину *KCl* з масовою часткою **0,04**.

Розв'язання.

Розрахуємо масу хлориду калію і води, які необхідні для приготування розчину за формулою:

$$\omega_{\text{р-ни}} = m_{\text{р-ни}} / m_{\text{р-ну}}$$

$$m(\text{KCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{KCl}) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{KCl}) = 120 - 4,8 = 115,2 \text{ г.}$$

Приклад 2.

Приготувати **50 г** розчину *CuSO₄* з масовою часткою **0,03** з кристалогідрату *CuSO₄·5H₂O*.

Розв'язання.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі *CuSO₄* (сухої речовини).

$$m(\text{CuSO}_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{CuSO}_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5 \text{ г}$$

Знаходимо масу кристалогідрату *CuSO₄·5H₂O*, відповідну масі безводної солі *CuSO₄*.

1 моль <i>CuSO₄·5H₂O</i>	містить	1 моль <i>CuSO₄</i>
249,5 г <i>CuSO₄·5H₂O</i>	-	159,5 г <i>CuSO₄</i>
m г <i>CuSO₄·5H₂O</i>	-	1,5 г <i>CuSO₄</i>

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = (249,5 \cdot 1,5) / 159,5 = 2,34 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4) - m_{\text{aq}} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66 \text{ г.}$$

Розчини з масовою часткою готують таким чином: зважене на технохімічних вагах навішування розчиняють у необхідній кількості води, виміряної циліндром.

Приклад 3.

Приготувати **300 см³ 0,2 М** розчину дихромату калію $K_2Cr_2O_7$.

Розв'язання.

Маса $K_2Cr_2O_7$, необхідна для приготування 300 см³ 0,2 М розчину, розраховується за формулою:

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Оскільки C_M , моль/л, то об'єм розчину 300 см³ визначаємо в дм³ – 0,3.

$$m(K_2Cr_2O_7) = M(K_2Cr_2O_7) \cdot C_M \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6 \text{ г.}$$

Приклад 4.

Приготувати **250 см³ 0,2 н** розчину $CaCl_2$.

Розв'язання.

Маса $CaCl_2$, необхідна для приготування 250 см³ (0,25 дм³) 0,2 н розчину, розраховується за формулою:

$$C_H = \frac{m}{M_{екв} \cdot V}$$

$$m(CaCl_2) = M_{екв}(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V = f_{екв}(CaCl_2) \cdot M(CaCl_2) \cdot C_H \cdot V;$$

$$m(CaCl_2) = 1/2 \cdot 111 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78 \text{ г.}$$

Розрахунки при розведенні розчинів і змішуванні розчинів різних концентрацій

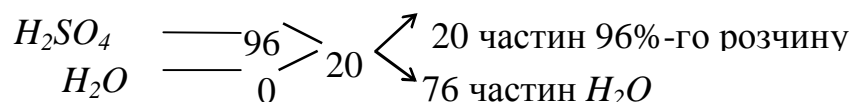
З розчинів з різною концентрацією розчиненої речовини можна готувати розчини необхідної концентрації.

Приклад 1.

Приготувати **200 г 20%-го** розчину H_2SO_4 з концентрованої сульфатної кислоти (**96%-го** розчину). Визначити густину одержаного розчину ареометром.

Розв'язання.

Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або «**правилом хреста**». Якщо в лівий верхній кут помістити вищу концентрацію – 96, а в нижній лівий – меншу концентрацію – 0 (H_2O), в центрі – концентрацію шуканого розчину



і потім відняти по діагоналі від більшого числа менше, то відношення різниць $20 : 76 = 5 : 19$ покаже в якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду для отримання розчину заданої концентрації. Так, для отримання 200 г 20%-ої сірчаної кислоти треба змішати 41,65 г 96% H_2SO_4 (5 частин) з 158,35 г H_2O (19 частин).

$$m(H_2SO_4) = 200 \cdot \frac{5}{5+19} = 41,65 \text{ г};$$

$$m(H_2O) = 200 \cdot 1 \frac{19}{5+19} = 158,35 \text{ г}.$$

H_2SO_4 – рідина, тому за масою знаходимо її об'єм, визначивши по таблиці густину початкового розчину H_2SO_4 (1,84 г/мл), за формулою:

$$m = \rho \cdot V; \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{41,65}{1,84} \approx 23,2 \text{ мл } 96\%-ої \text{ } H_2SO_4,$$

який необхідно змішати з 158,35 мл води, щоб одержати 200 г 20% розчину H_2SO_4 . Слід пам'ятати, що сірчану кислоту незначною кількістю додають до води.

Одержаний розчин залишають на деякий час на робочому місці, щоб охолонув до кімнатної температури, після чого перевіряють концентрацію розчину, вимірявши його густину за допомогою ареометра, порівнюють одержані дані з табличними (ρ 20%-ої H_2SO_4 = 1,14 г/мл).

Приклад 2.

Приготувати **100 см³ 0,5 н** розчину HCl , змішавши в певному співвідношенні її **0,8 н** і **0,3 н** розчини.

Рішення.

«Правило хреста» можна застосовувати для розрахунків при приготуванні розчинів заданої молярної концентрації еквівалентів шляхом змішування розчинів більшої і меншої концентрації в певних об'ємних співвідношеннях.

$$\begin{array}{r}
 \begin{array}{ccc}
 & 0,8 & \\
 HCl & \diagdown & \diagup \\
 & & 0,5 \\
 & \diagup & \diagdown \\
 & 0,3 &
 \end{array}
 & \begin{array}{l}
 \rightarrow 0,2 \text{ об'єму } 0,8 \text{ н розчину} \\
 + \\
 \rightarrow \underline{0,3} \text{ об'єму } 0,3 \text{ н розчину} \\
 0,5 \text{ об'єма}
 \end{array}
 \end{array}$$

Так, слід змішати 0,8 н розчин HCl і 0,3 н розчин HCl в об'ємному співвідношенні 2 : 3 (тобто 40 см³ 0,8 н розчину з 60 см³ 0,3 н розчину), щоб одержати 100 см³ 0,5 н розчину HCl .

$$V_1 = 100 \cdot 0,2 / (0,2+0,3) = 40 \text{ см}^3 \text{ } 0,8 \text{ н } HCl$$

$$V_2 = 100 \cdot 0,3 / 0,5 = 60 \text{ см}^3 \text{ } 0,3 \text{ н } HCl$$

Перерахунок концентрацій

Приклад

Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента ($C_{екв}$), моляльну концентрацію (C_m) та титр (T) 17 % розчину сірчаної кислоти, густина якої $1,12 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання.

Знаючи густина розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}$$

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$$

Визначаємо молярну концентрацію розчину

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину:

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3$$

Рахуємо моляльну концентрацію розчину за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де m , m_s – маси речовини та розчинника

$$m_s = m_{розч-ну} - m_{реч.} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000} \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(H_2SO_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь: $C_M(H_2SO_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(H_2SO_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$;

$C_m = 2,09 \text{ моль/кг}$; $T(H_2SO_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3$.

6.1.6 Індивідуальні завдання

Варіант №	Завдання 1 Обчислити процентну концент- рацію розчину, який утворюється при розчиненні:	Завдання 2	Завдання 3 Обчислити C_M, C_H, C_m, T :
1	2	3	4
1	80 г SO_3 в 920 г води.	Яку масу фосфату калію і води треба узяти для приготування 8% розчину K_3PO_4 масою 250 г?	8% розчину K_2SO_4 , густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$
2	7 г $Ca(NO_3)_2$ в 360 г води.	Яку масу солі і води треба узяти для приготування розчину з масовою часткою сульфату натрію 0,12 масою 40 кг?	30% розчину HNO_3 , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$
3	25 г $ZnCl_2$ в 440 г води.	У воді об'ємом 200 мл розчинили сіль масою 40 г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині, прийнявши густина води рівної 1 г/мл^* .	12% розчину HCl , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$
4	12 г $NiCl_2$ в 940 г води.	У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8 г. Густина бензолу дорівнює $0,88 \text{ г/мл}$. Визначте масову частку сірки в розчині.	16% розчину $NaOH$, густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$
5	4 г $CoCl_2$ в 420 г води.	Яка маса хлориду калію буде потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 300 мл і з концентрацією $0,15 \text{ M}$ KCl ?	21% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,151 \text{ г/см}^3$
6	4,8 г $FeCl_2$ в 760 г води.	Яку масу мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води треба взяти для приготування розчину сульфату міді масою 40 кг з масовою часткою $CuSO_4$ 2%?	30% розчину $Pb(NO_3)_2$ густина якого $1,326 \text{ г/см}^3$
7	25 г цукру в 800 г води.	У якому об'ємі $0,1 \text{ н}$ розчину міститься 8 г $CuSO_4$?	49,4% розчину KOH , густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$

* $1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3$ в системі СІ;

$1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3$

1	2	3	4
8	56 г $NaNO_3$ в 3 л води.	Яка кількість речовини нітрату натрію міститься в розчині об'ємом 1 л з масовою часткою $NaNO_3$ 40%, густина якого 1,32 г/мл?	9% розчину HNO_3 , густина якого $1,05 \text{ г/см}^3$
9	4,4 г $Co(NO_3)_2$ в 1 л води.	Визначте масову частку хлориду кальцію в розчині 1,4 М $CaCl_2$ густина якого дорівнює 1,12 г/мл.	35% розчину $NaOH$, густина якого $1,383 \text{ г/см}^3$
10	57 г $Cr_2(SO_4)_3$ в 3 л води.	Який об'єм розчину з масовою часткою сірчаної кислоти 9,3% (густина 1,05 г/мл) буде потрібно для приготування розчину 0,35 М H_2SO_4 об'ємом 40 мл?	6% розчину $KMnO_4$, густина якого $1,041 \text{ г/см}^3$
11	1,2 г KNO_3 в 12 г води.	Який об'єм розчину 5 М KOH буде потрібний для приготування розчину 0,6 М KOH об'ємом 259 мл?	80% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,732 \text{ г/см}^3$
12	6,5 г $CuBr$ в 140 г води.	До розчину масою 250 г, масова частка солі в якому складає 10%, додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	19% розчину HCl , густина якого $1,094 \text{ г/см}^3$
13	68 г $NaCl$ в 10 г води.	У воді об'ємом 200 мл розчинили зразок солі, одержавши розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20%. До цього розчину ще додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10% розчину $K_2Cr_2O_7$, густина якого $1,070 \text{ г/см}^3$
14	20 г KF в 500 г води.	Які об'єми 2 і 6 М розчину HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3М розчину?	17% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,120 \text{ г/см}^3$

1	2	3	4
15	4 г CaSO_4 в 800 г води.	Водний розчин з масовою часткою амоніаку 10% називають нашатирним спиртом. Який об'єм газу буде потрібно за нормальних умов для отримання нашатирного спирту об'ємом 200 мл і густиною 0,96 г/мл?	10% розчину FeCl_3 , густина якого $1,085 \text{ г/см}^3$
16	12 г NaNO_3 в 240 г води.	У воді масою 400 г розчинили сірководень об'ємом 12 мл (нормальні умови). Визначте масову частку сірководню в розчині.	55% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,447 \text{ г/см}^3$
17	8 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в 3 л води.	Яку масу розчину з масовою часткою карбонату калію 40% треба додати до води масою 500 г для отримання розчину з масовою часткою K_2CO_3 15%?	10% розчину Na_2CO_3 , густина якого $1,102 \text{ г/см}^3$
18	5 г NiCl_2 в 12 л води.	У воді масою 600 г розчинили амоніак об'ємом 560 мл (нормальні умови). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині.	13% розчину KOH , густина якого $1,109 \text{ г/см}^3$
19	6 г SO_2 в 180 г води.	Для нейтралізації 20 мл 0,1 н розчину кислоти було потрібно 8 мл розчину NaOH . Скільки грамів NaOH містить 1 л цього розчину?	20% розчину CaCl_2 , густина якого $1,178 \text{ г/см}^3$
20	2 г CuSO_4 в 600 г води.	Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,25 н розчину?	65,3% розчину HNO_3 , густина якого $1,400 \text{ г/см}^3$
21	3 г NaF в 220 г води.	Знайти масу NaNO_3 , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.	21,75% розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, густина якого $0,920 \text{ г/см}^3$

1	2	3	4
22	6,8 г $AlBr_3$ в 300 г води.	Для нейтралізації 30 мл 0,1 н розчину лугу було потрібно 12 мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.	39% розчину HCl , густина якого $1,200 \text{ г/см}^3$
23	36 г $TiCl_4$ в 3000 г води.	Визначте масу розчину з масовою часткою $CuSO_4$ 10% і масу води, які будуть потрібні для приготування розчину масою 500 г з масовою часткою $CuSO_4$ 2%	6% розчину $Al_2(SO_4)_3$, густина якого $1,061 \text{ г/см}^3$
24	18 г $MgSO_4$ в 480 г води.	Скільки мілілітрів 0,5 М розчину H_2SO_4 можна приготувати з 15 мл 2,5 М розчину?	26% розчину KOH , густина якого $1,241 \text{ г/см}^3$
25	27 г глюкози в 1 г води.	Який об'єм 0,1 М розчину H_3PO_4 можна приготувати з 75 мл 0,75 н розчину?	86% розчину HNO_3 , густина якого $1,480 \text{ г/см}^3$
26	41 г $K_2Cr_2O_7$ в 3 л води.	Який об'єм 6,0 М розчину HCl потрібно узяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину HCl	31,75% розчину NH_3 , густина якого $0,890 \text{ г/см}^3$
27	32 г K_2CO_3 в 1,5 л води.	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, отриманому при змішанні води масою 50 г і оксиду барію масою 1,2 г.	48% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,380 \text{ г/см}^3$
28	3 г $HgCl_2$ в 5 л води.	Який об'єм 0,05 н розчину можна одержати з 100 мл 1 н розчину?	4% розчину $BaCl_2$, густина якого $1,034 \text{ г/см}^3$
29	18 г $CdSO_4$ в 18 л води.	Який об'єм 2 М розчину Na_2CO_3 треба узяти для приготування 1 л 0,25 н розчину?	28% розчину KOH , густина якого $1,263 \text{ г/см}^3$
30	4 г $CuCl_2$ в 800 г води.	Розрахувати нормальність ($C_{екв}$) концентрованої соляної кислоти (густина $1,18 \text{ г/мл}$), що містить 36,5% (мас.) HCl	94% розчину HNO_3 , густина якого $1,500 \text{ г/см}^3$

6.2 Водні розчини електролітів

Речовини, які не проводять електричний струм під час розчинення називаються *неелектролітами*. Речовини, які дисоціюють у воді, інших полярних розчинниках або розплавах на йони й здатні проводити електричний струм, називаються *електролітами*. Перенос струму в розчинах, розплавах відбувається йонами, тому розчини електролітів називають *йонними провідниками* або провідниками другого роду на відміну від електронних провідників – металів.

Електролітична дисоціація. Значні розходження між дослідними та розрахованими характеристиками для розчинів електролітів вдалось усунути припустив, що при розчиненні цих речовин утворюється більша кількість частинок ніж при розчиненні еквімолярної кількості неелектролітів. С. Арреніус (1883 р.) довів, що розклад речовин в розчині на йони відбувається без дії електричного струму. Ідеї шведа С. Арреніуса склали основу теорії електролітичної дисоціації.

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на йони речовини під час розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час плавління.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації Арреніусом було введено поняття *ступень електролітичної дисоціації*.

Ступень дисоціації (α) – це відношення числа молекул, дисоційованих на йони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}.$$

Ступень дисоціації (α) електроліту величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках.

Ступень дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Усі електроліти за ступенем дисоціації поділяються на *сильні* і *слабкі* електроліти.

Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на йони, навіть в концентрованих розчинах α понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, кислоти HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , луги NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють лише частково ($\alpha \leq 3\%$). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та йонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні – HClO , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію NH_4OH .

Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більше 3%

- H_3PO_4 , HNO_2 , $Mg(OH)_2$ – частіше відносять до слабких електролітів.

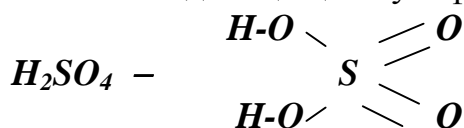
Ступень дисоціації слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів ступень дисоціації збільшується.

6.2.1 Дисоціація електролітів

Дисоціація відбувається по найбільш полярним зв'язкам.

Дисоціація кислот.

Розглянемо дисоціацію сульфатної кислоти



Електронегативність (ЕН) атомів:

$$EH(H) = 2,1; \quad EH(O) = 3,5; \quad EH(S) = 2,5.$$

Різниця електронегативності ΔEN характеризує тип зв'язку. Коли $\Delta EN = 0$ – зв'язок ковалентний неполярний; $0 < \Delta EN < 1,7$ – зв'язок ковалентний полярний; $\Delta EN \geq 1,7$ – зв'язок йонний.

Розрахуємо значення ΔEN у зв'язку $H - O$ та $O - S$

$$\Delta EN_{H-O} = 3,5 - 2,1 = 1,3;$$

$$\Delta EN_{O-S} = 3,5 - 2,5 = 1,0.$$

Зв'язки $H - O$ та $O - S$ обидва ковалентні полярні, але найбільш полярний зв'язок у $H - O$, тобто при розриві цього зв'язку відбудеться дисоціація. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто



Кислоти – це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони водню – H^+ (інших катіонів не утворюють). Катіони водню у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді йонів гідроксонію – H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ .

Дисоціація основ.

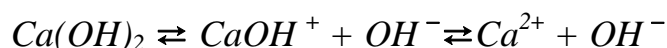
Розглянемо дисоціацію $NaOH$ $Na - O - H$

$$EH_{Na} = 0,9; \quad \Delta EN_{H-O} = 3,5 - 2,1 = 1,2; \quad \Delta EN_{Na-O} = 3,5 - 0,9 = 2,4.$$

Зв'язок між атомами натрію та кисню – йонний, тому дисоціація основи відбувається по цьому зв'язку

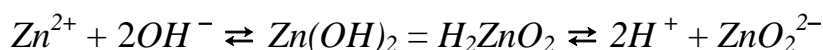


Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.

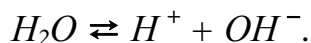


Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють аніони гідроксид-йона OH^- (інших аніонів не утворюють).

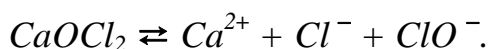
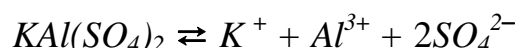
У лугах метали та гідроксид-йони зв'язані йонним зв'язком. Зі зменшенням радіуса атома металу йонний характер зв'язку змінюється на ковалентний і сила основ послаблюється. Вразі близьких значень полярності зв'язків $Me - O$ та $O - H$ гідроксиди металів виявляють *амфотерні властивості*. Залежно від умов дисоціація відбувається за основним чи кислотним типом



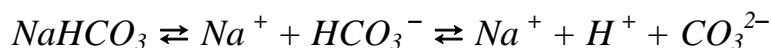
Такі сполуки називаються *амфолітами*. До них належать – $Be(OH)_2$, $Ga(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Ge(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_4$. Вода також відноситься до амфолітів



Дисоціація солей. Середні солі (прості, змішані та подвійні) – сполуки з йонним зв'язком – є сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на йони за одним ступенем



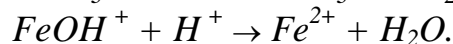
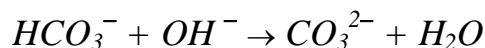
Кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість гідроген-іонів (H^+) й мають слабкі кислотні властивості.

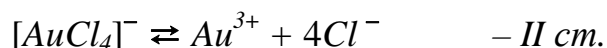
Розчини основних солей мають слабкі основні властивості, зумовлені наявністю гідроксид-іонів.

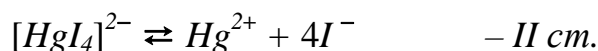
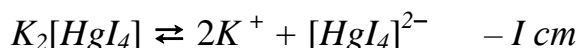
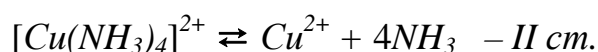
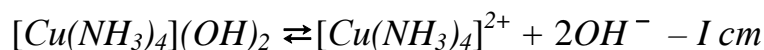
Для того, щоб дисоціація відбулася до кінця, треба зв'язати гідроген-іони в кислих солях доданням лугів, а гідроксид-йони в основних солях доданням кислот



В розчинах багатоступінчастих електролітів дисоціація відбувається переважно за першим ступенем.

Дисоціація комплексних сполук – кислот, основ, солей відбувається подібно до дисоціації відповідних сполук





Комплексні сполуки є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації. Комплексні йони дисоціюють лише частково й поводять себе як слабкі електроліти.

6.3 Реакції обміну в розчинах електролітів

В реакціях обміну в розчинах електролітів поряд з йонами сильних електролітів приймають участь молекули малодисоційованих сполук, малорозчинних та газоподібних речовин.

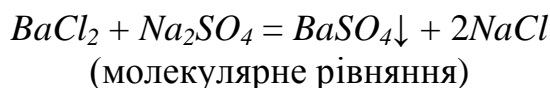
Такі реакції записуємо в вигляді йонно-молекулярних рівнянь: сильні електроліти в вигляді йонів, інші – як молекули.

Реакції обміну між йонами відбуваються з великою швидкістю.

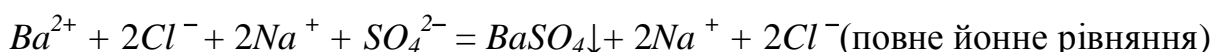
Розглянемо 4 варіанта реакцій обміну в розчинах електролітів, рівновага яких зрушена в бік продуктів реакції.

Реакції необоротні, якщо утворюється осад, слабкий електроліт, газоподібна речовина або комплексна сполука.

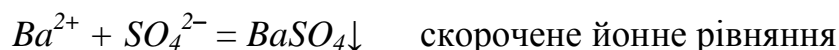
Утворення малорозчинної сполуки:



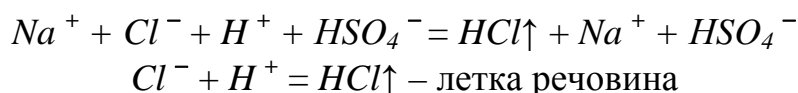
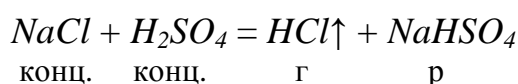
Хлорид барію, хлорид натрію та сульфат натрію сильні електроліти, тому записуємо їх в йонній формі, а осад сульфату барію – як молекулу:



Скорочуємо однакові йони та отримуємо:

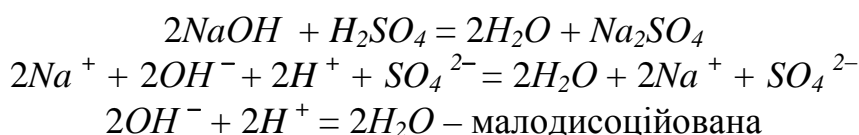


Утворення газоподібної сполуки:

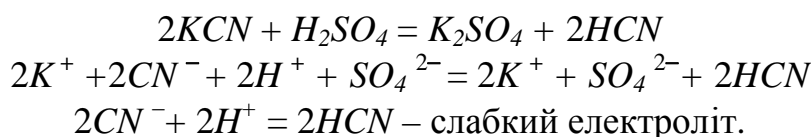


Утворення малодисоційованої сполуки:

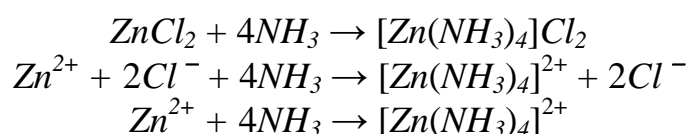
Реакція між сильною кислотою та лугом – реакція нейтралізації. Утворюються малодисоційовані молекули води:



При взаємодії сильних електролітів – ціаніду калію та сірчаної кислоти – утворюється слабка ціановоднева кислота.



Утворення комплексних йонів:



Комплексні йони важко дисоціюють, тому реакція перебігає необоротно в бік їх утворення.

Реакції обміну в розчинах практично йдуть необоротно і до кінця в тих випадках, коли утворюються малорозчинні речовини (осади, газу) або малодисоційовані сполуки (слабкі електроліти та комплексні йони).

6.4 Йонний добуток води. Водневий показник

В чистій воді спостерігається незначна електропровідність, тобто вона слабо дисоціює на йони:



Константа дисоціації води становить:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрація молекул води стала величина – 55,55 моль/л і її можна включити в константу:

$$K_{\text{дис}} [H_2O] = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_{H_2O} – йонний добуток води – для води та розведених розчинів при 22 °С є величина стала. Нейтральні розчини, в яких $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$.

Кислі розчини – $[H^+] > 10^{-7}$ моль/дм³, лужні розчини $[OH^-] > 10^{-7}$ моль/дм³ або $[H^+] < [OH^-]$.

Кислотність (основність) водних розчинів можна визначити через

десятковий логарифм молярної концентрації йонів водню, взятий з протилежним знаком. Ця величина називається *водневим показником*, її позначають символом ***pH***:

$$pH = -\lg [H^+].$$

Відповідно гідроксильний показник – ***pOH*** – десятковий логарифм молярної концентрації гідроксид-іонів, взятий з протилежним знаком

$$pOH = -\lg [OH^-].$$

Сума водневого та гідроксильного показників дорівнює 14

$$pH + pOH = 14.$$

Таким чином, значення величини *pH* змінюється від 0 до 14. Для нейтральних розчинів *pH* = 7, якщо розчини кислі, то *pH* < 7, коли розчини лужні *pH* > 7.

Величина *pH* є критерієм сили кислоти: при однаковій молярній концентрації значення *pH* менше у більш сильної кислоти. Для основ така залежність має зворотний характер.

Визначити характер середовища можна за допомогою кислотно-основних індикаторів – речовин, які в певному інтервалі значень *pH* розчину змінюють свій колір.

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти ***HInd*** та основи ***IndOH***, молекули та йони яких мають різний колір.

Таблиця 6.1 – Кислотно-основні індикатори

Індикатор	Колір в середовищі		
	кислому	нейтральному	лужному
Метилловий помаранчевий	червоний <i>pH</i> <3,1	помаранчевий 3,1< <i>pH</i> <4,4	жовтий <i>pH</i> >4,4
Метилловий червоний	червоний <i>pH</i> <4,2	помаранчевий 4,2< <i>pH</i> <6,3	жовтий <i>pH</i> >6,3
Фенолфталеїн	безбарвний <i>pH</i> <8,0	безбарвний 8,0< <i>pH</i> <9,8	пурпурний <i>pH</i> >9,8
Лакмус	червоний <i>pH</i> <5,0	фіолетовий 5,0< <i>pH</i> <8,0	синій <i>pH</i> >8,0

6.5 Гідроліз солей

Реакція обміну між речовиною та водою зветься гідролізом. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, естери, жири тощо.

В неорганічній хімії найчастіше мають справу з гідролізом солей. *Хімічна взаємодія солей з водою призводить до утворення слабого*

електроліту або слабкорозчинного електроліту.

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії йонів солі з їх гідратною оболонкою.

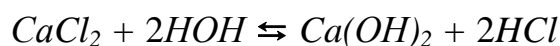
Розглянемо 4 типа солей:

1. Сіль утворена сильною основою та сильною кислотою.

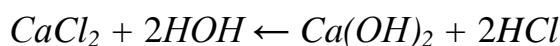
До **сильних** основ належать луги – розчинні основи лужних металів та основи Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Сильні кислоти – HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 .

При взаємодії солі CaCl_2 , утвореної сильною основою Ca(OH)_2 та сильною кислотою HCl , з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав йони води (H^+ чи OH^-)



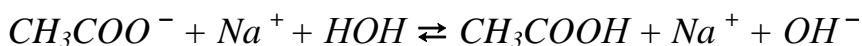
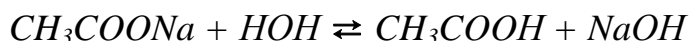
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини – H_2O :



Тобто солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують. А розчини таких солей нейтральні – $\text{pH} = 7$.

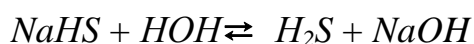
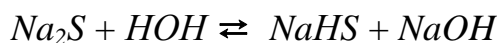
2. Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами (H_2S , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , CN^- , CNS^- , CH_3COO^- та інш.) підлягають *гідролізу за аніоном* (йоном слабого електроліту). Внаслідок чого утворюється слабкий електроліт, а розчин має лужну реакцію – $\text{pH} > 7$.

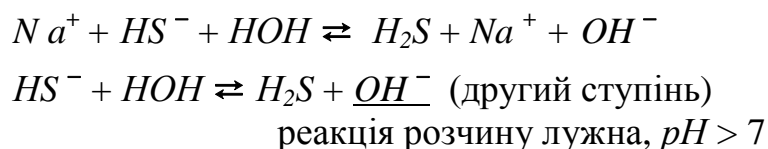
Наприклад, сіль CH_3COONa .



Внаслідок гідролізу солі гідроген-іони води (H^+) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок гідроксид-іонів (OH^-). Тому розчини солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію - $\text{pH} > 7$.

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто

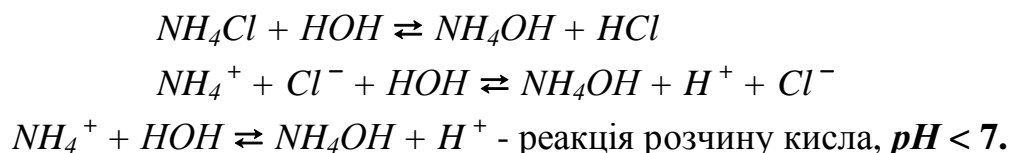




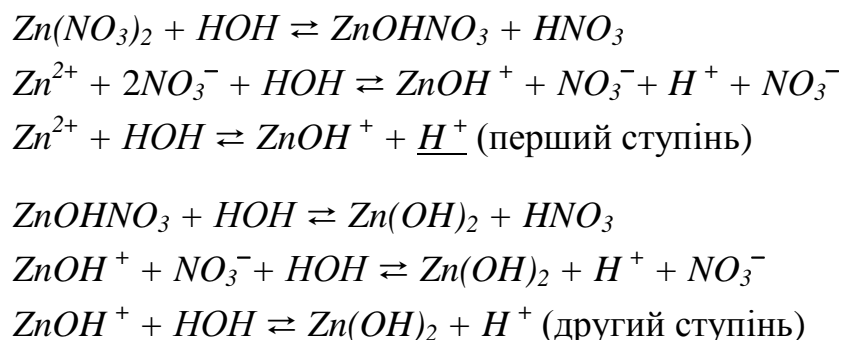
В разі багатоосновних кислот солі, що утворені з них та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей. Розчин таких солей теж має лужну реакцію - $pH > 7$.

Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабкіша кислота.

3. Солі, утворені сильними кислотами та слабкими основами (Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ та інш.) підлягають гідролізу за катіоном. Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи, а в розчині накопичується надлишок гідроген-іонів (H^+). Реакція розчину – кисла – $pH < 7$.



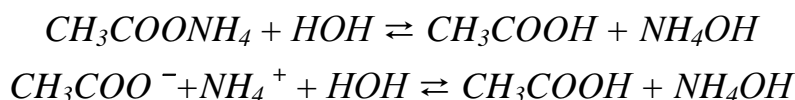
Солі багатоосновних основ гідролізують ступінчасто з утворенням основних солей:



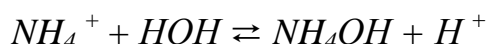
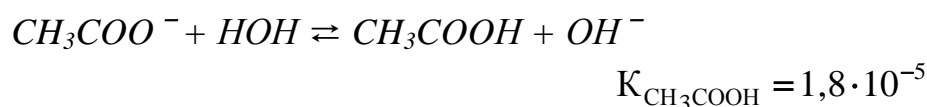
Накопичується надлишок гідроген-іонів – реакція розчину кисла - $pH < 7$.

Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

4. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде за катіоном та аніоном.



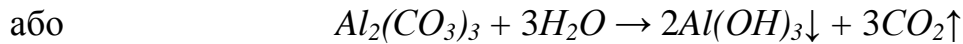
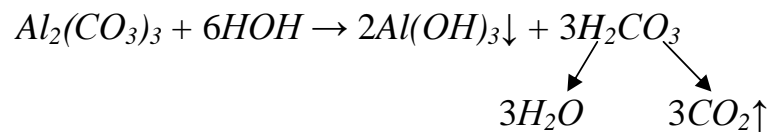
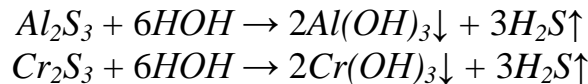
Одночасно йдуть обидва процеси:



$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Реакція розчину залежить від співвідношення констант йонізації речовин, що утворюються – слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною – $pH \approx 7$. В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ($pH = 7$).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію, хрому, карбонату алюмінію з водою:



Такі солі неможливо добути з водних розчинів внаслідок їх гідролізу.

6.5.1 Ступінь гідролізу. Константа гідролізу

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу - α_2 , та константою гідролізу – K_2 .

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул

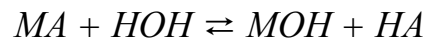
$$\alpha_2 = \frac{C_2}{C},$$

де C_2 – концентрація гідролізованої частини речовини,

C – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від концентрації та температури.

Гідроліз солі MA можна записати в загальному вигляді:



Константа рівноваги

$$K_p = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [HOH]}$$

Але $[H_2O]$ в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/л. Тоді

$$K \cdot [H_2O] = const$$

та називається константою гідролізу

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Для гідролізу за аніоном

$$K_2 = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

де K_{H_2O} - йонний добуток води; $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$.

Для гідролізу за катіоном

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}$$

Для гідролізу за катіоном та аніоном

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої підлягає гідролізу, тим інтенсивніше йде гідроліз.

При розведенні розчину солі, яка підлягає гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

6.6 Питання до самоконтролю

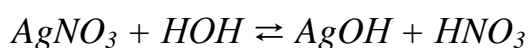
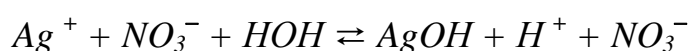
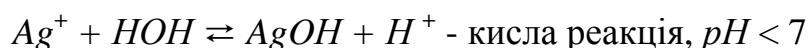
1. Як дисоціюють електроліти? Які сполуки можна віднести до електролітів?
2. Дисоціація амфолітів, її принцип.
3. Як відбувається дисоціація кислих та основних солей?
4. Як відбувається дисоціація комплексних сполук? Що називають константою нестійкості?
5. Що таке йонний добуток води?
6. Що показує водневий показник?
7. Як визначити реакції розчину, за допомогою яких речовин?
8. Які кислотно-основні індикатори ви знаєте та як змінюється їх колір в різних середовищах?
9. Вказати умови, коли реакції обміну йдуть до кінця?
10. Що таке гідроліз? Які типи солей взаємодіють з водою?
11. Коли відбувається ступінчастий гідроліз?

6.7 Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі $AgNO_3$, вказати реакцію розчину (pH), як її визначити (індикатор) та записати константу гідролізу.

Розв'язання:

$AgNO_3$ – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи – відбувається гідроліз за катіоном. Йони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а гідроген-іони будуть накопичуватися. Надлишок гідроген-іонів в розчині відповідає кислому середовищу – $pH < 7$.



Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за виразом

$$K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

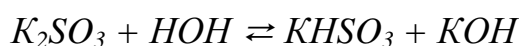
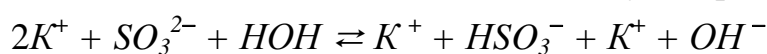
Константа йонізації $AgOH$ становить $5,0 \cdot 10^{-3}$ (див. табл. 6.2)

Відповідь: гідроліз за катіоном йде з утворенням слабкої основи $AgOH$, реакція розчину кисла ($pH < 7$), на що вказує червоне забарвлення розчину при доданні лакмусу. Константа гідролізу дорівнює $2,0 \cdot 10^{-12}$.

Приклад 2. Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені рівняння гідролізу солі K_2SO_3 , вказати реакцію розчину (pH), як її визначити (індикатор) та записати константи гідролізу.

Розв'язання:

K_2SO_3 – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз йде з утворенням слабого електроліту. Слід очікувати утворення слабкої кислоти - H_2SO_3 . Сульфїтна кислота – двоосновна, тобто гідроліз йде за двома ступенями. За першим ступенем буде утворюватися кисла сіль:



Аніони сульфїтної кислоти SO_3^{2-} зв'язуються гідроген-іонами води

та утворюється деякий надлишок гідроксид-іонів (OH^-), які вказують на лужну реакцію розчину ($pH > 7$). Лужне середовище можна визначити за допомогою індикатора фенолфталеїну, який забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за першим ступенем:

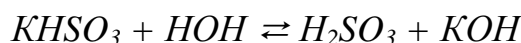
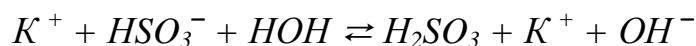
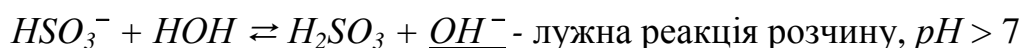
$$K_{z1} = \frac{[HSO_3^-] \cdot [OH^-]}{[SO_3^{2-}]} \text{ або } K_{z1} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}}$$

Константа йонізації H_2SO_3 за першим ступенем становить:

$$K_1(H_2SO_3) = 1,4 \cdot 10^{-2}$$

$$K_{z1} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-2}} = 0,71 \cdot 10^{-12}$$

Гідроліз за аніоном за другим ступенем



Додання фенолфталеїну забарвлює розчин у малиновий колір.

Константа гідролізу за аніоном за другим ступенем:

$$K_{z2} = \frac{[H_2SO_3] \cdot [OH^-]}{[HSO_3^-]} ; K_{z2} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2SO_3}} ; K_{z2} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16 \cdot 10^{-6}$$

Константа йонізації H_2SO_3 за другим ступенем становить:

$$K_2(H_2SO_3) = 6,2 \cdot 10^{-8}$$

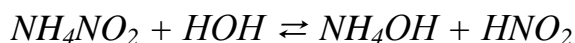
Відповідь: Гідроліз за аніоном йде з утворенням кислої солі (за першим ступенем) та слабкої кислоти (за другим ступенем). Реакція розчину лужна ($pH > 7$). Константи гідролізу дорівнюють $K_1 = 0,71 \cdot 10^{-12}$; $K_2 = 0,16 \cdot 10^{-6}$.

Приклад 3. Записати гідроліз солі NH_4NO_2 .

Розв'язання:

NH_4NO_2 – сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою.

Гідроліз відбувається за катіоном та аніоном.



Оскільки йони води зв'язуються з утворенням основи та кислоти, то реакція розчину приблизно нейтральна ($pH \approx 7$). Але більш повну відповідь одержимо, якщо порівняємо константи йонізації основи та

кислоти

$$K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5} < K(\text{HNO}_2) = 6,9 \cdot 10^{-4}$$

Нітритна кислота дисоціює краще. Тобто реакція розчину слабо кисла ($\text{pH} \leq 7$).

Константа гідролізу за катіоном та аніоном залежить від констант йонізації кислоти та основи

$$K_2 = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{HA}} \cdot K_{\text{MOH}}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}} = 0,08 \cdot 10^{-5} = 8 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: Гідроліз за катіоном та аніоном дає реакцію слабкокислої або слабколужної в залежності від констант йонізації кислоти та основи.

6.8 Індивідуальні завдання

6.8.1 Індивідуальні завдання «Гідроліз солей»

Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, константу гідролізу ($K_{\text{гдр}}$), індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір					
варіант №			варіант №		
1	AlCl_3 ,	CH_3COOK	16	NH_4Br ,	NaH_2PO_4
2	Li_2CO_3 ,	MgCl_2	17	CaCl_2 ,	NaNO_2
3	RbCl ,	CuSO_4	18	Na_3PO_4 ,	CrCl_2
4	NiSO_4 ,	NaH_2PO_4	19	MgSO_4 ,	Na_2S
5	K_2SO_3 ,	TiCl_2	20	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$,	KCNS
6	K_2SnO_3 ,	FeCl_3	21	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$,	CaCO_3
7	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$,	NiCl_2	22	NaCN ,	NH_4NO_2
8	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$,	CrCl_2	23	K_2CO_3 ,	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$
9	CoCl_2 ,	K_2S	24	NH_4Cl ,	NaF
10	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$,	KCl	25	Na_2HPO_4 ,	ZnBr_2
11	FeSO_4 ,	Na_2SO_3	26	FeCl_2 ,	CH_3COONa
12	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$,	NaNO_3	27	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$,	CoCl_2
13	NaHCO_3 ,	NiCl_2	28	MnSO_4 ,	KI
14	ZnCl_2 ,	CaS	29	SnCl_2 ,	Na_2SO_4
15	SnCl_2 ,	Na_2S	30	NaNO_3 ,	FeCl_2

6.8.2 Індивідуальні завдання «Реакції обміну в розчинах електrolітів»

варіант №	Записати повні йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння реакції
1	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NaCl}$
2	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KNO}_3$
4	$\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
5	$\text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HCl}$
6	$2\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
7	$\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$
8	$4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
9	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
10	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{NaCl}$
12	$\text{MgOHCl} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13	$8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
14	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4 + 2\text{NaCl}$
15	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$
16	$\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{AgCl}$
17	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
19	$\text{CoCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{KCl}$
20	$\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
21	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{NaCl}$
22	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
23	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
24	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$
25	$\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
26	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$
27	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
28	$\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{AgBr}$
29	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
30	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS} + \text{NaNO}_3$

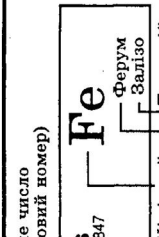
Таблиця 6.2 – Константи йонізації деяких кислот та основ (для T = 298 K)

Назва	Формула	K	pK = - lg K
Азотиста кислота	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борна кислота	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Йоднуватиста кислота	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Кремнієва кислота	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Миш'якова кислота	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Миш'яковиста кислота	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Селеноводнева кислота	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сірчиста кислота	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сірководнева кислота	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Вугільна кислота	$CO_2(p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова кислота	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфориста кислота	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Хлорнуватиста кислота	$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціановоднева кислота	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Алюмінію гідроксид	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Заліза (II) гідроксид	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Заліза (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Магнію гідроксид	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Марганцю (II) гідроксид	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Міді (II) гідроксид	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Свинцю (II) гідроксид	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Срібла гідроксид	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛІЄВА										
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1,0079 Гідроген Водень							He 4,0026 Гелій		
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон	Fe 55,847 Ферум Залізо	Ni 58,69 Нікол Нікель
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сулфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікол Нікель
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікол Нікель
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 192,22 Осмій	Ir 192,22 Ірідій	Pt 195,08 Платина
7	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	**Ac [227] Актиній	Pb 207,2 Свинець, оливо	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон	Mt 110 Майтнерій	Uun Учунній
8	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прасеодим	Nd 144,24 Неодим	Sm 151,96 Самарій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Lu 174,97 Лютецій
9	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактиній	U 238,03 Уран	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [251] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Fm [257] Фермій	Lr [260] Лоренсцій
10	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактиній	U 238,03 Уран	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [251] Берклій	Cf [251] Каліфорній	Fm [257] Фермій	Lr [260] Лоренсцій

* Лантаноїди

** Актиноїди



Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Додаток 3

Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<i>H</i> 2.1										<i>He</i> -
2	<i>Li</i> 1.0	<i>Be</i> 1.5	<i>B</i> 2.0	<i>C</i> 2.5	<i>N</i> 3.0	<i>O</i> 3.5	<i>F</i> 4.0				<i>Ne</i> -
3	<i>Na</i> 0.9	<i>Mg</i> 1.2	<i>Al</i> 1.5	<i>Si</i> 1.8	<i>P</i> 2.1	<i>S</i> 2.6	<i>Cl</i> 3.0				<i>Ar</i> -
4	<i>K</i> 0.8	<i>Ca</i> 1.0	<i>Sc</i> 1.3	<i>Ti</i> 1.5	<i>V</i> 1.6	<i>Cr</i> 1.6	<i>Mn</i> 1.5	<i>Fe</i> 1.8	<i>Co</i> 1.9	<i>Ni</i> 1.9	
	<i>Cu</i> 1.9	<i>Zn</i> 1.6	<i>Ga</i> 1.6	<i>Ge</i> 1.8	<i>As</i> 2.0	<i>Se</i> 2.4	<i>Br</i> 2.8				<i>Kr</i> -
5	<i>Rb</i> 0.8	<i>Sr</i> 1.0	<i>Y</i> 1.2	<i>Zr</i> 1.4	<i>Nb</i> 1.6	<i>Mo</i> 1.8	<i>Tc</i> 1.9	<i>Ru</i> 2.2	<i>Rh</i> 2.2	<i>Pd</i> 2.2	
	<i>Ag</i> 1.9	<i>Cd</i> 1.7	<i>In</i> 1.7	<i>Sn</i> 1.8	<i>Sb</i> 1.9	<i>Te</i> 2.1	<i>I</i> 2.5				<i>Xe</i> -
6	<i>Cs</i> 0.7	<i>Ba</i> 0.9	<i>La*</i> 1.08	<i>Hf</i> 1.3	<i>Ta</i> 1.5	<i>W</i> 1.7	<i>Re</i> 1.9	<i>Os</i> 2.2	<i>Ir</i> 2.2	<i>Pt</i> 2.2	
	<i>Au</i> 2.4	<i>Hg</i> 1.9	<i>Tl</i> 1.8	<i>Pb</i> 1.9	<i>Bi</i> 2.0	<i>Po</i> 2.0	<i>At</i> 2.2				<i>Rn</i> -
7	<i>Fr</i> 0.7	<i>Ra</i> 0.9	<i>Ac**</i> 1.1								

*Лантаноїди 1.08-1.14

**Актиноїди 1.11-1.2

Кислоти та їх залишки

Кислота				Аніон	
Молекулярна формула	Назва	Структур. формула	Ос-нов-ність	Формула	Назва
1	2	3	4	5	6
HCl	Хлороводнева, хлоридна, соляна	$H - Cl$	1	Cl^-	Хлорид-іон
HBr	Бромоводнева, бромідна	$H - Br$	1	Br^-	Бромід-іон
HI	Йодоводнева, йодидна	$H - I$	1	I^-	Іодид-іон
H_2S	Сірководнева, сульфідна	$H - S - H$	2	HS^-	Гідросульфід-іон
$HClO$	Хлорнуватиста, гіпохлоритна, хлоратна (I)	$H - O - Cl$	1	ClO^-	Гіпохлорит-іон, хлорат (I)-іон
$HClO_2$	Хлориста, хлоратна (III)	$H - O - Cl = O$	1	ClO_2^-	Хлорит-іон, хлорат (III)-іон
$HClO_3$	Хлорнувата, хлоратна (V)	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \end{array} = O$	1	ClO_3^-	Хлорат-іон, хлорат (V)-іон
$HClO_4$	Хлорна, хлоратна (VII)	$H - O - \begin{array}{c} \diagup O \\ \diagdown O \\ \parallel O \end{array} = O$	1	ClO_4^-	Перхлорат-іон, хлорат(VII)-іон
H_2SO_3	Сірчиста, сульфатна (IV)	$H - O \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} S = O$	2	HSO_3^- SO_3^{2-}	Гідросульфит-іон, гідросульфат (IV)-іон сульфит-іон, сульфат(IV)-іон
H_2SO_4	Сірчана, сульфатна	$H - O \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} \begin{array}{c} \parallel O \\ \parallel O \end{array}$	2	HSO_4^- SO_4^{2-}	Гідросульфат-іон Сульфат-іон
HNO_2	Азотиста, нітритна, нітратна (III)	$H - O - N = O$	1	NO_2^-	Нітрит-іон, нітрат (III)-іон
HNO_3	Азотна, нітратна	$H - O - \begin{array}{c} \parallel O \\ \parallel O \end{array}$	1	NO_3^-	Нітрат-іон

1	2	3	4	5	6
HPO_3	Метафосфатна	$H-O-P \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$	1	PO_3^-	Метафосфат-іон
H_3PO_4	Ортофосфорна, ортофосфатна, фосфорна, фосфатна	$H-O \begin{matrix} \nearrow \\ \searrow \end{matrix} P \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O \end{matrix}$	3	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	Дигідрофосфат-іон Гідрофосфат-іон Ортофосфат-іон, фосфат-іон
H_2CO_3	Вугільна, карбонатна	$H-O \begin{matrix} \nearrow \\ \searrow \end{matrix} C=O$	2	HCO_3^- CO_3^{2-}	Гідрокарбонат-іон Карбонат-іон
$HMnO_4$	Марганцева, перманганатна, манганатна (VII)	$H-O-\overset{\overset{O}{\parallel}}{Mn}=O$	1	MnO_4^-	Перманганат-іон, манганат (VII)-іон
CH_3COOH	Оцтова, етанова	$\begin{matrix} H \\ \\ H-C-C-OH \\ \quad \parallel \\ H \quad O \end{matrix}$	1	CH_3COO^-	Ацетат-іон, етанат-іон
H_3PO_3	Ортофосфориста ортофосфатна (III)	$\begin{matrix} H-O \\ \diagdown \\ P-O-H \\ \diagup \\ H-O \end{matrix}$	2	$H_2PO_3^-$ HPO_3^{2-}	Дигідроортофосфіт-іон Гідроортофосфіт-іон
$H_4P_2O_7$	Дифосфорна, дифосфатна	$\begin{matrix} O & O \\ \parallel & \parallel \\ H-O-P-O-P-O \\ & \\ H-O & O-H \end{matrix}$	4	$H_3P_2O_7^-$ $H_2P_2O_7^{2-}$ $HP_2O_7^{3-}$ $P_2O_7^{4-}$	Тригідродифосфат-іон Дигідродифосфат-іон Гідродифосфат-іон Дифосфат-іон
H_2CrO_4	Хромова	$H-O-\overset{\overset{O}{\parallel}}{Cr}-O-H$	2	CrO_4^{2-}	Хромат-іон
$H_2Cr_2O_7$	Дихромова	$\begin{matrix} H-O-Cr-O-Cr-O-H \\ \parallel \quad \parallel \\ O=O \quad O=O \end{matrix}$	2	$Cr_2O_7^{2-}$	Дихромат-іон

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: КНОРУС, 2011. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ТЕС, 2009. – 304 с.
5. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1985. – 679 с.
6. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – Київ: Вища шк., 1994. – 423 с.

Додаткова

7. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, - 392 с.
8. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
9. Кириченко В.І. Загальна хімія – К.: Вища школа. 2005.- 639 с.
10. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-К.: Каравела. 2003. – 342 с.

Навчально-методичне видання

ПРАКТИЧНІ ЗАВДАННЯ З ХІМІЇ

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища
та збалансоване природокористування»

Укладачі: Герасименко Г.І., доц., к.х.н.; Шепеліна С.І., асистент.

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

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