МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ ІМЕНІ ІГОРЯ СІКОРСЬКОГО»

Хімія
Збірник задач
Частина 1

Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського як навчальний посібник для здобувачів ступеня бакалавра за технічними спеціальностями

Укладачі: О.В. Іванюк, Н.А. Гуц

Електронне мережеве навчальне видання

Київ
КПІ ім. Ігоря Сікорського 2025

УДК 542

Укладачі: *Іванюк О.В.,,* кандидат технічних наук, доцент
Гуц Н. А., старший викладач

Рецензент *Букет О.І..,* к.т.н., доц.,
Національний технічний університет України
«КПІ ім. Ігоря Сікорського»

Відповідальний редактор *Потаскалов В.А.*, к.х.н., доцент

Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
(протокол № 8 від 29.05.2025 р.)
за поданням вченої ради Хіміко-технологічного факультету
(протокол № 7 від 26.05.2025 р.)

Х46 Хімія: збірник задач (Частина 1). [Електронний ресурс] : навч. посіб. для здобувачів ступеня бакалавра за технічними спеціальностями / КПІ ім. Ігоря Сікорського ; уклад.: О.В.Іванюк, Н.А.Гуц. – Електрон. текст. дані (1 файл). – Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2025. – 83 с.

Призначено для покращення організації самостійної роботи студентів Навчально-наукового інституту атомної та теплової енергетики, приладобудівного факультету та механіко-машинобудівного інституту. Розглянуто програмні питання, згідно із Силабусами освітньої компоненти «Хімія», базовий теоретичний матеріал з тем основні поняття і закони хімії, будови атома та речовини, хімічного зв'язку в молекулах різного типу, основні поняття та закони хімічної термодинаміки, наведені приклади розв’язання типових задач та завдання для індивідуальної роботи студентів.

Навчальний посібник призначений для здобувачів ступеня бакалавра технічних спеціальностей, G4 Енерговиробництво (за спеціалізацією), G6 Інформаційно-вимірювальні технології, G9 Прикладна механіка.

УДК 542(Х46)

Реєстр. № НП 24/25-554. Обсяг 4,0 авт. арк.

Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»
проспект Берестейський, 37, м. Київ, 03056
https://kpi.ua
Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців, виготовлювачів і розповсюджувачів видавничої продукції ДК № 5354 від 25.05.2017 р.

© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2025

Зміст

Вступ	4
1. Програма курсу	5
2. Індивідуальні завдання	7
Тема 1. Основні поняття та закони хімії	10
1.1. Короткі теоретичні відомості	10
1.2. Приклади розв'язання типових задач	15
1.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань	20
Тема 2. Класифікація неорганічних сполук	25
2.1. Короткі теоретичні відомості	25
2.2. Приклади розв'язання типових задач	29
2.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань	30
Тема 3. Будова атомів. Періодичний закон і система Д.І. Менделєєва	34
3.1. Короткі теоретичні відомості	34
3.2. Приклади розв'язання типових задач	40
3.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань	42
Тема 4. Хімічний зв'язок та будова молекул. Твердий стан речовин	45
4.1. Короткі теоретичні відомості	45
4.2. Приклади розв'язання типових задач	54
4.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань	58
Тема 5. Основи хімічної термодинаміки	61
5.1. Короткі теоретичні відомості	61
5.2. Приклади розв'язання типових задач	65
5.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань	68
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ	73
Додаток А	74
Додаток Б	75
Додаток В	76
Додаток Г	77
Додаток Д	79
Додаток Е	81

ВСТУП

Знання з хімії – фундаментальної природничої науки, є необхідними у практичній діяльності інженерів, а також пов’язані з засвоєнням матеріалів дисциплін науково-природничого та спеціального інженерно-технічного циклів.

У відповідності до вимог нових робочих навчальних програмам досконале оволодіння хімічними знаннями студентами технічних напрямів підготовки зробило актуальним розробку та впровадження у навчальний процес нових індивідуальних завдань, які за змістом мають узагальнюючий характер та потребують застосування логічного мислення та аналізу під час їх розв’язання.

При складанні навчального видання було включено до розгляду завдання, опрацювання яких дозволяє творчо засвоїти логічно-структурну побудову хімічного опису фізико-хімічних явищ та перетворень з використанням термодинамічних та кінетичних підходів, аспекти теорії будови атомів та хімічного зв’язку, закономірності перебігу процесів у розчинах та електрохімічних системах. Водночас, вивчення студентами навчального матеріалу з використанням запропонованого навчального видання поліпшить якість підготовки студентів до лабораторних робіт і сприятиме формуванню у студентів навичок пізнавальної діяльності та творчих здібностей, що сприятиме створенню фундаменту для успішного вирішення проблем майбутньої інженерної діяльності .

І. ПРОГРАМА КУРСУ

Тема 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Хімія як розділ природознавства та її роль у формуванні світогляду спеціалістів-інженерів. Хімізація народного господарства. Хімія та охорона навколишнього середовища. Предмет хімії. Поняття про матерію та рух. Форми існування: речовина і поле. Хімічний елемент. Атом. Молекула. Проста речовина та хімічна сполука. Фізичні та хімічні явища, їх взаємозв'язок. Класифікація хімічних реакцій.

Стехіометричні закони: закон збереження маси речовин, закон сталості складу, закон Авогадро, закон еквівалентів. Відносна атомна та молекулярна маси. Кількість речовини. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса речовини. Молярний об'єм газу. Відносна густина одного газу за іншим. Визначення молекулярних мас речовин, що перебувають у газоподібному стані.

Тема 2. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Найважливіші класи неорганічних сполук: оксиди, кислоти, основи, амфотерні гідроксиди, солі. Складання формул, властивості та реакції добування гідроксидів, солей. Характерні реакції за участю солей, гідроксидів, оксидів.

Тема 3. БУДОВА АТОМІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

Поняття про двоїсту корпускулярно-хвильову природу електронів. Квантово-механічна модель атому: квантові числа, атомні орбіталі. Принципи розподілення електронів по атомним орбіталям: принцип найменшої енергії, правило Клечковського, принцип Паулі, правило Гунда. Електронні формули атомів елементів; s-, p-, d-, f- елементи. Періодичний закон Д.І.Менделєєва. Структура періодичної системи та періодичність зміни властивостей елементів з точки зору електронної будови атомів. Енергія йонізації та енергія спорідненості до електрона як характеристики металевих та неметалевих властивостей. Визначення хімічних властивостей елементів відповідно з їх положенням у періодичній системі. Значення періодичного закону.

Тема 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ. ТВЕРДИЙ СТАН РЕЧОВИН

Природа хімічного зв'язку. Енергія та довжина зв'язку. Електронегативність. Типи хімічного зв'язку. Ковалентний зв'язок та його властивості: насиченість, напрямленість, полярність і поляризованість. Ефективний заряд атомів. Механізми утворення ковалентного зв'язку. Способи перекривання електронних хмар атомів: σ - та π - зв'язки. Кратний зв'язок. Валентність елементів у нормальному та збудженному стані. Гібридизація атомних орбіталей.

Просторова структура молекул. Валентні кути. Типи ковалентних молекул і полярні та неполярні молекули. Електричні моменти диполів молекул.

Міжмолекулярна взаємодія: орієнтаційна, індукційна, дисперсійна взаємодія. Водневий зв'язок. Енергія міжмолекулярної взаємодії.

Типи кристаличнх решіток. Поняття про металевий зв'язок. Залежність фізичних властивостей речовини в кристалічному стані від характеру зв'язку між частинками, що розташовані у вузлах кристалічної решітки.

Тема 5. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

Предмет хімічної термодинаміки. Перший закон термодинаміки. Поняття про ентальпію. Тепловий ефект реакції. Термохімія. Особливості термохімічних рівняннь реакцій. Стандартна ентальпія утворення простих речовин та хімічних сполук. Закон Гесса та наслідки з нього.Термохімічні розрахунки.

Поняття про ентропію. Другий та третій закон термодинаміки. Стандартна ентропія. Зміна ентропії при фазових перетвореннях та під час хімічних реакцій.

Енергія Гіббса. Стандартна енергія Гіббса утворення простих речовин та хімічних сполук. Зміна енергії Гіббса при хімічних реакціях. Термодинамічна умова можливості довільного перебігу реакції. Рівняння, що пов"язує зміни енергії Гіббса, ентальпії та ентропії. Напрямок перебігу реакції. Вплив температури на напрямок реакції.

2. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Вивчення хімії у ВНЗ передбачає відвідування лекцій, виконання лабораторних робіт та самостійну роботу у позааудиторний час. Форми самостійної роботи:

1) опрацювання конспекту лекцій;

2) робота з підручниками, навчальними посібниками та методичною літературою;

3) підготовка до лабораторних робіт (вивчення теоретичного матеріалу, підготовка протоколу);

4) виконання індивідуальних домашніх завдань;

5) підготовка до захисту лабораторних робіт, тем, модульної контрольної роботи, заліку та екзамену;

6) виконання типових розрахункових завдань.

Для багатостороннього опрацювання навчального матеріалу можна використати видання, що наведені у списку рекомендованої літератури. Самостійна робота студента контролюється протягом всього навчання.

1. До кожного лабораторного заняття студент виконує індивідуальні домашні завдання відповідної теми. Лабораторна робота закінчується відміткою «зараховано» тільки у тому випадку, якщо студент виконав роботу, оформив протокол та без помилок справився з індивідуальними домашніми завданнями.

2. Протягом навчання студент захищає лабораторні роботи та теми за окремими розділами програми та одержує оцінку в балах за критерієм, затвердженим рейтинговою системою.

3. Підсумковий контроль - залік по лабораторним роботам та екзамен за теоретичний курс .

4. В навчальному посібнику наведені варіанти індивцідуальних домашніх завданнь, які студент виконує, готуючись до кожного лабораторного заняття.

Оформлення індивідуальних домашніх завдань повинно відповідати такому порядку:

1. Робота виконується в окремому зошиті, який треба підписати: прізвище, факультет, група, варіанти завдання.

2. Завдання по кожній темі складається з трьох задач. Умову кожної задачі потрібно переписати на новій сторінці зошита, а рішення задачі обов’язково пояснити.

3. Якщо задача виконана правильно, її потрібно вирішити знову на тій самій сторінці.

4. Зошит з виконанними задачами на прикінці семестру залишається у

викладача. Студент, що не виконав усі домашні завдання, не має допуску до іспиту. Контрольні завдання виконуються студентами за варіантом, що надається викладачем.

Таблиця варіантів контрольних завдань

Номер варіанта	Номер задач, що відносяться до кожної теми	Номер варіанта	Номер задач, що відносяться до кожної теми
1	2	3	4
1	1.1 5.1 9.1	36	1.6 8.6 10.6
2	1.2 5.2 9.2	37	1.7 8.7 10.7
3	1.3 5.3 9.3	38	2.1 7.1 9.1
4	1.4 5.4 9.4	39	2.2 7.2 9.2
5	1.5 5.5 9.5	40	2.3 7.3 9.3
6	1.6 5.6 9.6	41	2.4 7.4 9.4
7	1.7 5.7 9.7	42	2.5 7.5 9.5
8	2.1 6.1 10.1	43	2.6 7.6 9.6
9	2.2 6.2 10.2	44	2.7 7.7 9.7
10	2.3 6.3 10.3	45	3.1 6.1 12.1
11	2.4 6.4 10.4	46	3.2 6.2 12.2
12	2.5 6.5 10.5	47	3.3 6.3 12.3
13	2.6 6.6 10.6	48	3.4 6.4 12.4
14	2.7 6.7 10.7	49	3.5 6.5 12.5
15	3.1 7.1 11.1	50	3.6 6.6 12.6
16	3.2 7.2 11.2	51	3.7 6.7 12.7
17	3.3 7.3 11.3	52	4.1 5.1 11.1
18	3.4 7.4 11.4	53	4.2 5.2 11.2
19	3.5 7.5 11.5	54	4.3 5.3 11.3
20	3.6 7.6 11.6	55	4.4 5.4 11.4
21	3.7 7.7 11.7	56	4.5 5.5 11.5
22	4.1 8.1 12.1	57	4.6 5.6 11.6
23	4.2 8.2 12.2	58	4.7 5.7 11.7
24	4.3 8.3 12.3	59	2.7 6.5 9.3
25	4.4 8.4 12.4	60	4.1 8.5 10.3
26	4.5 8.5 12.5	61	1.1 6.1 11.1
27	4.6 8.6 12.6	62	1.2 6.2 11.2
28	4.7 8.7 12.7	63	1.3 6.3 11.3
29	1.7 7.5 10.3	64	1.4 6.4 11.4
30	3.7 5.5 11.3	65	1.5 6.5 11.5
31	1.1 8.1 10.1	66	1.6 6.6 11.6
32	1.2 8.2 10.2	67	1.7 6.7 11.7
33	1.3 8.3 10.3	68	2.1 5.1 12.1
34	1.4 8.4 10.4	69	2.2 5.2 12.2
35	1.5 8.5 10.5	70	2.3 5.3 12.3

1	2	3	4
71	2.4 5.4 12.4	109	3.5 5.5 10.5
72	2.5 5.5 12.5	110	3.6 5.6 10.6
73	2.6 5.6 12.6	111	3.7 5.7 10.7
74	2.7 5.7 12.7	112	4.1 6.1 9.1
75	3.1 8.1 9.1	113	4.2 6.2 9.2
76	3.2 8.2 9.2	114	4.3 6.3 9.3
77	3.3 8.3 9.3	115	4.4 6.4 9.4
78	3.4 8.4 9.4	116	4.5 6.5 9.5
79	3.5 8.5 9.5	117	4.6 6.6 9.6
80	3.6 8.6 9.6	118	4.7 6.7 9.7
81	3.7 8.7 9.7	119	3.3 6.1 10.2
82	4.1 7.1 10.1	120	4.4 5.5 9.1
83	4.2 7.2 9.2	121	1.1 5.4 12.3
84	4.3 7.3 10.3	122	1.2 5.6 12.4
85	4.4 7.4 10.4	123	1.3 5.7 12.5
86	4.5 7.5 10.5	124	1.4 5.3 12.2
87	4.6 7.6 10.6	125	1.5 5.2 12.6
88	4.7 7.7 10.7	126	1.6 5.5 12.1
89	1.5 5.2 11.1	127	1.7 5.1 12.7
90	2.5 7.2 9.4	128	2.1 6.6. 9.7
91	1.1 7.1 12.1	129	2.2 6.7 9.6
92	1.2 7.2 12.2	130	2.3 6.1 9.5
93	1.3 7.3 12.3	131	2.4 6.2 9.4
94	1.4 7.4 12.4	132	2.5 6.3 9.2
95	1.5 7.5 12.5	133	2.6 6.4 9.1
96	1.6 7.6 12.6	134	2.7 6.5 9.3
97	1.7 7.7 12.7	135	3.1 7.7 12.5
98	2.1 8.1 11.1	136	3.2 7.6 10.4
99	2.2 8.2 11.2	137	3.5 7.4 10.3
100	2.3 8.3 11.3	138	3.6 7.3 10.2
101	2.4 8.4 11.4	139	3.7 7.5 10.1
102	2.5 8.5 11.5	140	4.1 7.6 10.7
103	2.6 8.6 11.6	141	4.2 8.7 11.1
104	2.7 8.7 11.7	142	4.3 8.6 11.3
105	3.1 5.1 10.1	143	4.4 8.4 11.5
106	3.2 5.2 10.2	144	4.5 8.2 11.7
107	3.3 5.3 10.3	145	4.6 8.1 11.4
108	3.4 5.4 10.4	146	4.7 8.3 11.6

ТЕМА 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

1.1.Короткі теоретичні відомості

Основні положення атомно-молекулярної теорії вперше в загальному вигляді сформулював М. В. Ломоносов, а розвинув приблизно через 60 років англійський учений Д. Дальтон. Наприкінці XIX століття реальність існування атомів і молекул була підтверджена хімічними дослідами.

Атом – це найменша частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Атом складається з ядра й електронів. *Електрони* – негативно заряджені елементарні частинки з масою спокою $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ кг, які рухаються навколо ядра атома. Умовний заряд електрона прийнятий як мінус 1. Практично всю масу атома зосереджено в його ядрі: маса електронів порівняно мала, тому нею можна знехтувати.

Ядро, у свою чергу, складається з двох видів елементарних частинок – протонів і нейтронів.

Протон – елементарна частинка з умовним зарядом +1, маса якої дорівнює $1{,}673 \cdot 10^{-27}$ кг (приблизно одна атомна одиниця маси).

Нейтрон – елементарна частинка, що не має заряду, маса якої дорівнює $1{,}675 \cdot 10^{-27}$ кг.

Заряд ядра атома визначається кількістю протонів у ядрі, а *маса ядра* атома дорівнює сумі мас протонів і нейтронів. Оскільки атом у цілому електронейтральний, кількість електронів у атомі збігається з кількістю протонів у ядрі, заряд атому збігається з порядковим номером хімічного елемента у періодичній системі.

Хімічним елементом називають сукупність атомів з однаковим зарядом ядер. Тому кожному елементу відповідає певний вид атомів.

Ядра атомів одного й того самого хімічного елемента не завжди однакові: за однакової кількості протонів кількість нейтронів у них може бути різною. У цьому випадку атоми певного елемента мають однакові заряди ядер, але різняться атомними масами. Такі різновиди одного й того самого хімічного елемента називають *ізотопами*. У періодичній системі елементів ізотопи певного хімічного елемента займають одне місце.

Молекула – це найменша частинка індивідуальної речовини, яка зберігає її хімічні властивості й склад та здатна до самостійного існування.

Якщо молекули складаються з однакових атомів, то речовину називають *простою* (наприклад, H_2, O_2, O_3, S_4, S_8, He, P_4 тощо). Проста речовина – це форма існування хімічного елемента у вільному стані. У природі певний хімічний елемент може утворювати різні прості речовини. Це явище називають

алотропією, а різні форми простої речовини, які відповідають одному хімічному елементу, називають *алотропними формами* (*модифікаціями*).

Якщо молекула речовини складається з різних атомів, то речовину називають *складною* (або *хімічною сполукою*), наприклад, CO_2, H_2SO_4, KOH, NH_4Cl тощо.

Кожна хімічна сполука характеризується певним *складом* (природою та кількістю різних атомів у її молекулі), *будовою* (просторовим розміщенням атомів у молекулі), а також певними фізичними та хімічними властивостями.

Розміри атомів і молекул надзвичайно малі, тому мізерні й їх маси (наприклад, $m(H) = 1{,}66 \cdot 10^{-27}$ к*г*; $m(CO_2) = 7{,}305 \cdot 10^{-26}$ к*г*). У зв'язку з цим вираження мас атомів і молекул в одиницях СІ дуже незручне. За пропозицією Д. Дальтона для вираження мас атомів і молекул у хімії застосовують відносні величини.

Зокрема з 1961 р. для цього використовують *карбонову* (*вуглецеву*) *шкалу*. За одиницю у вуглецевій шкалі відносних атомних мас елементів умовно прийнято 1/12 маси атома ізотопу Карбону $^{12}_{6}C$:

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{m(^{12}_{6}C)}{12}; \quad 1 \text{ а.о.м.} = \frac{1{,}992 \cdot 10^{-26}}{12} = 1{,}66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

.

Відносна атомна маса $A_r(X)$ – це відношення маси атома елемента до 1/12 частини маси атома ізотопу Карбону з масовим числом дванадцять, $^{12}_{6}C$. Відносну атомну масу наведено в періодичній таблиці Д. І. Менделєєва, вона – безрозмірна величина. Майже в усіх елементів відносні атомні маси – дробові. Це пояснюється тим, що хімічні елементи в природі знаходяться у вигляді різних ізотопів. Наведена у таблиці Д. І. Менделєєва відносна атомна маса є середньостатистичною між атомними масами ізотопів з урахуванням вмісту ізотопів у природі.

Відносною молекулярною масою речовини $M_r(X)$ називають відношення маси молекули речовини до 1/12 маси атома ізотопу Карбону з масовим числом дванадцять $^{12}_{6}C$. Це також безрозмірна величина.

Кількість речовини $n(X)$ характеризує розмір порції речовини чисельністю певних частинок (формульних одиниць), які містяться в цій порції. Формульною одиницею може бути атом, молекула, іон, радикал тощо. Одиницею вимірювання кількості речовини є моль.

Моль – це порція речовини, що містить $6{,}022 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) формульних одиниць. У СІ також застосовують одиницю вимірювання 1 *кіломоль*, який містить кількість частинок, що перевищує число Авогадро в 1000 разів, тобто дорівнює $6{,}022 \cdot 10^{26}$ формульних одиниць. *Число Авогадро* визначається кількістю атомів у 0,012 к*г* ізотопу Карбону з нуклонним числом

дванадцять $^{12}_{6}\mathrm{C}$ ($N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$).

Молярна маса $M(X)$ – це відношення маси порції речовини до кількості речовини в цій порції:

$$M(X) = m(X)/n(X),$$

тобто молярна маса – це маса 1 моль речовини виражена у грамах.

Молярна маса речовини чисельно дорівнює відносній молекулярній масі цієї речовини, її , як правило, виражають у г/моль. Наприклад, $M(H_2SO_4) = 98{,}08$ *г*/моль; $M(NaOH) = 40{,}00$ *г*/моль. У СІ молярна маса вимірюється в кг/моль: $M(CO_2) = 44$ *г*/моль $= 4{,}4 \cdot 10^{-2}$ к*г*/моль.

До *стехіометричних законів* належать закони збереження маси, сталості складу, Авогадро, кратних відношень, а також закон еквівалентів.

Закон збереження маси речовини є одним з основних законів хімії, у 1783р. цей закон підтвердив французький хімік Лавуазьє.

У сучасному вигляді закон збереження маси речовини формулюється таким чином: *маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, які утворюються внаслідок цієї реакції.*

Цей закон справедливий тільки для тих хімічних реакцій, які перебігають без виділення або поглинання такої великої кількості енергії, що це може приводити до експериментально встановленого переходу матерії з форми речовини у форму поля (наприклад, ядерні перетворення тощо). Отже, у класичному формулюванні закон збереження маси речовини має не абсолютне, а відносне значення.

в його хімічному розумінні можна тлумачити і таким чином: кількість атомів кожного елемента до хімічної реакції дорівнює кількості його атомів після реакції. Саме у такому вигляді цей закон використовують для складання рівнянь хімічних реакцій.

Речовини характеризують певним якісним, кількісним або атомним складом.

Закон кратних відношень було сформульовано Д. Дальтоном 1808 року. Його формулюють таким чином: *якщо два елементи, сполучаючись між собою, утворюють дві або кілька речовин, то на вагову одиницю одного з них припадають такі вагові кількості другого, що вони відносяться між собою як прості кратні числа.*

Закон сталості складу був визначений Ж. Прустом у 1801 р. Згідно із цим законом *кожна індивідуальна хімічна сполука має певний та сталий елементний склад незалежно від способу її одержання та місцезнаходження у природі.*

Однак за нашого часу цей закон уже не є загальним, оскільки крім сполук, які мають сталий склад – *дальтонідів,* існують також сполуки змінного складу – *бертоліди* (деякі оксиди металів, бориди, карбіди, нітриди, сульфіди металів тощо). Отже, цей закон має певні межі застосування.

Згідно з *законом Авогадро* (1811 р.), *у рівних об'ємах різних газів, узятих за однакових умов (температури і тиску), міститься однакова кількість молекул*.

Відомо три *наслідки із цього закону*:

1. Маси рівних об'ємів різних газів за однакових температури і тиску відносяться між собою як їх молярні маси:

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(X_1)}{M(X_2)}, \text{ якщо } V(X_1) = V(X_2).$$

2. Один моль будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм, що має назву *молярного* (V_M).

   За нормальних умов (н. у.): T = 273,15 К (відповідає 0 °С), p = 101 325 Па (1 атм; 760 мм. рт. ст.), молярний об'єм V^0_M = 22,414 л/моль або $22{,}414 \cdot 10^{-3}$ м^3/моль.

3. Молярна маса будь-якого газу за н.у. та за однакових умов дорівнює подвоєній його густині за воднем.

Молярний об'єм – це відношення об'єму газу до кількості речовини в цьому об'ємі:

$$V_M = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Відносна густина одного газу за іншим – це відношення мас рівних об'ємів двох різних газів за однакових температури і тиску:

$$D_{X_2} = \frac{m(X_1)}{m(X_2)}, \text{ якщо } V(X_1) = V(X_2), \quad D = \frac{M(X_1)}{M(X_2)}.$$

Закон еквівалентів. Хімічним еквівалентом елемента (Е) називають формульну одиницю або її частку (1/z*), яка в хімічній реакції заміщує або сполучається з атомом Гідрогену або іншим одновалентним елементом. z* – число еквівалентності атома елемента, яке чисельно дорівнює валентності елемента у сполуці.

Наприклад, хімічний еквівалент Берилію в молекулі BeO складає ½ його атому (z*(Be) = 2).

Хімічний еквівалент Хрому в молекулі $CrCl_3$ складає 1/3 атома Хрому , оскільки на один атом Гідрогену припадає 1/3 атома Хрому (z*(Cr) = 3, Е = 1/z* = 1/3).

Хімічний еквівалент Сульфуру в молекулі SO_3 складає 1/6 атома Сульфуру, оскільки на один атом Гідрогену припадає 1/6 атома Сульфуру (z*(S) =6, Е= 1/6).

У сполуці VO_2 хімічний еквівалент Ванадію складає 1/4 атома Ванадію (z*(V) = 4, Е = 1/z* = 1/4), а у сполуці $KMnO_4$ – 1/7 атома Мангану (z*(Mn) = 7, Е = 1/7).

Хімічні еквіваленти можна визначити безпосередньо з даних хімічного

аналізу сполуки або на основі кількісного дослідження реакції заміщення у хімічній сполуці одного елемента іншим. Молярну масу хімічних еквівалентів елемента $M(\frac{1}{z^*}X)$ можна розрахувати за формулою:

$$M(\frac{1}{z^*}X) = \frac{M(X)}{z^*}.$$

Наприклад: $M(\frac{1}{2}Cl_2) = M(\frac{1}{1}Cl) = 35{,}5$ *г*/моль;

$M(\frac{1}{4}O_2) = M(\frac{1}{2}O) = 8$ *г*/моль;

$M(\frac{1}{2}H_2) = M(\frac{1}{1}H) = 1$ *г*/моль;

$M(\frac{1}{2}Ca) = 20$ *г*/моль.

Згідно із законом еквівалентів (Ріхтер, 1800 р.), маси реагуючих між собою речовин відносяться одна до одної як молярні маси хімічних еквівалентів цих речовин:

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(\frac{1}{z^*}X_1)}{M(\frac{1}{z^*}X_2)}.$$

Тобто речовини реагують між собою еквівалентними кількостями:

$$n(\frac{1}{z^*}X_1) = n(\frac{1}{z^*}X_2),$$

де $n(\frac{1}{z^*}X_i) = \frac{m(X_i)}{M(\frac{1}{z^*}X_i)}$.

Закон еквівалентів зручно використовувати для знаходження хімічних формул сполук, а також для кількісних розрахунків без використання рівнянь хімічних реакцій.

Молярний об'єм хімічних еквівалентів простої газоподібної речовини $V(\frac{1}{z^*}X)$ – це об'єм, який займає молярна маса еквівалентів цієї речовини за нормальних умов.

Наприклад: $V(\frac{1}{1}H) = V(\frac{1}{2}H_2) = 22{,}4/2 = 11{,}2$ (л/моль);

$V(\frac{1}{2}O) = V(\frac{1}{4}O_2) = 22{,}4/4 = 5{,}6$ (л/моль);

$V(\frac{1}{1}Cl) = V(\frac{1}{2}Cl_2) = 22{,}4/2 = 11{,}2$ (л/моль).

1.2Приклади розв'язання типових задач

Задача 1. За нормальних умов маса 0,5 л газу становить 1,806 *г*.

Обчислити: а) кількість речовини;

б) відносну молекулярну масу газу;

в) кількість молекул у цьому об'ємі.

Розв'язання. а) Розраховуємо кількість речовини, що займає об'єм 0,5 л:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_M^0} = \frac{0{,}5}{22{,}4} = 0{,}0223(\text{моль}).$$

б) Оскільки $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$, молярна маса невідомого газу становить:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)} = \frac{1{,}806}{0{,}0223} = 81(г/\text{моль}).$$

Відносна молекулярна маса газу чисельно дорівнює молярній масі, тому $M_r(X) = 81$.

в) Розраховуємо кількість молекул у цьому об'ємі газу

$$N_X = n(X)\, N_A = 0{,}0223 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}34 \cdot 10^{22}\ (\text{молекул}).$$

Задача 2. Визначити:

а) кількість молів атомів у 150 *г* кремнію;

б) кількість атомів у 50 *г* кремнію;

в) кількість молів молекул води H_2O у 50 грамах;

г) масу однієї молекули CO_2 у грамах.

Розв'язання. а) Оскільки $M(\text{Si}) = 28{,}09$ *г*/моль, тоді кількість молів атомів силіцію:

$$n(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} = \frac{150}{28{,}09} = 5{,}34\ (\text{моль атомів});$$

б) кількість атомів Силіцію $N(\text{Si})$, що містяться у 50 *г* речовини:

$$N(\text{Si}) = \frac{m(\text{Si})}{M(\text{Si})} N_A = \frac{50}{28{,}09} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}07 \cdot 10^{24}\ (\text{атомів});$$

в) кількість молів води у 50 грамах:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{50}{18} = 2{,}78\ (\text{моль});$$

г) для визначення маси молекули (атома) у грамах використовуємо формули:

$$m_0(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{N_A} = \frac{44}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 7{,}31 \cdot 10^{-23}\ (г).$$

Задача 3. Визначити масу одного літра хлору (н. у.).

Розв'язання. За формулою:

$$n(Cl_2) = \frac{m(Cl_2)}{M(Cl_2)} = \frac{V(Cl_2)}{V_M^0},$$

де V_M – молярний об'єм газу, розраховуємо масу одного літра хлору (н.у.), враховуючи, що маса одного літра за визначенням – густина d, *г*/л. Тоді

$$M(Cl_2) = \frac{m(Cl_2)V_M^0}{V(Cl_2)} = \rho(Cl_2)V_M^0;$$

$$M(Cl_2) = 71{,}0\ г/\text{моль}.$$

Отже,

$$\rho(Cl_2) = \frac{M(Cl_2)}{V_M^0} = \frac{71,0}{22,4} = 3,17(г/л),$$

Тобто маса 1 літра хлору за н. у. дорівнює 3,17 *г*.

Задача 4. Обчислити об'єм, який займають:

а) 64 *г* кисню;

б) $2,7 \cdot 10^{22}$ молекул кисню (н. у.).

Розв'язання.

а) розраховуємо кількість речовини кисню:

$$n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{64}{32} = 2\ (моль),$$

тоді об'єм кисню становить:

$$V(O_2) = n(O_2)V_M^0 = 2 \cdot 22,4 = 44,8\ (л).$$

б) кількість речовини кисню становить:

$$n(O_2) = \frac{N(O_2)}{N_A} = \frac{2,7 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,045(моль),$$

тоді об'єм кисню

$$V(O_2) = n(O_2)V_M^0 = 0,045 \cdot 22,4 = 1\ (л).$$

Задача 5. Знайти:

а) відносну густину амоніаку за повітрям;

б) молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за воднем дорівнює 15.

Розв'язання: а) відносна густина амоніаку за повітрям:

$$D_{пов}(NH_3) = \frac{M(NH_3)}{M_{пов}} = \frac{17,03}{29,00} = 0,59.$$

б) молярна маса невідомого газу:

$$M(X) = D_{H_2}(X)\ M(H_2) = 15 \cdot 2 = 30\ г/моль.$$

Задача 6. Обчислити кількість, масу та об'єм водню, який утворюється внаслідок взаємодії алюмінію з розбавленою сульфатною кислотою, якщо маса металу становить 108 грам.

Розв'язання. Запишемо рівняння хімічної взаємодії

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

Моль (коефіцієнти)	2	3	1	3
Маса: $m(X)=n(X)\cdot M(X)$	$2\times27=54$	$3\times98=294$	1×342	$3\times2=6$
Об'єм газу: $V(X)=n(X)\cdot V_M$	-	-	-	$3\times22,4=67,2$
Число молекул (атомів): $N(X) = n(X)\cdot N_A$	$2\times N_A$	$3\times N_A$	$1\times N_A$	$3\times N_A$
Маса однієї молекули(атома): $m_0(X) = M(X)/N_A$	$27/ N_A$	$98/ N_A$	$342/ N_A$	$2/ N_A$

1. В першу чергу обчислюємо кількість моль металу, що реагує з кислотою. Для цього поділимо масу металу на його молярну масу:

$$n(Al) = 108/ 27 = 4 \text{ моль}$$

2. Після цього, згідно з рівнянням реакції, складаємо хімічну пропорцію:

Якщо реагує 2 моль алюмінію, то утворюється 3 моль водню

Якщо ж реагує 4 моль алюмінію, то утворюється х моль водню

Тому

$$n(H_2) = 4\cdot 3 /2 = 6 \text{ моль}$$

3. Обчислюємо масу та об'єм водню, що утворився в результаті взаємодії:

$m(H_2)=n(H_2)\cdot M(H_2) = 6\cdot 2 = 12г$

$V(H_2)=n(H_2)\cdot V_M = 6\cdot 22,4 = 134,4л$

*Задача 7***.** Підтвердити закон збереження маси для реакції в задачі 1.

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

Розв'язання. Згідно з законом збереження маси, сума мас речовин, що вступили в реакцію, повинна дорівнювати сумі мас речовин, що утворилися. Тому(див.таблицю задачі 1)

$$m(Al) + m(H_2SO_4) = m(Al_2(SO_4)_3) + m(H_2)$$

$$54г + 294г = 342г + 6г$$

$$348г = 348г$$

Задача 8. Обчислити:

а) молярну масу хімічних еквівалентів Мангану в оксиді MnO_2; б) молярні маси еквівалентів сполук: PbO; $Cu(OH)_2$; HNO_2; $AlCl_3$.

Розв'язання**.** а) Валентність Мангану в оксиді MnO_2 дорівнює чотирьом, тобто число еквівалентності $z^*(Mn) = 4$.

Тоді молярна маса хімічних еквівалентів Мангану становитиме:

$$M(\frac{1}{4}Mn) = \frac{M(Mn)}{z^*(Mn)} = \frac{54,94}{4} = 13,74(г/моль).$$

б) Молярна маса еквівалентів оксиду PbO:

$$M(\frac{1}{2}PbO) = \frac{M(PbO)}{z^*(Pb)\,i(\text{Pb})} = \frac{223,2}{2\cdot 1} = 111,6(г/моль),$$

де i(Pb) – індекс при атомі Плюмбуму; у даному випадку i(Pb) = 1.

Молярна маса еквівалентів основи $Cu(OH)_2$:

$$M(\frac{1}{2}Cu(OH)_2) = \frac{M(Cu(OH)_2)}{j} = \frac{97,57}{2} = 48,79(г/моль),$$

де j – кількість гідроксильних груп у формулі основи; $j = 2$.

Молярна маса еквівалентів кислоти HNO_2:

$$M(\frac{1}{1}HNO_2) = \frac{M(HNO_2)}{i} = \frac{47,02}{1} = 47,02(г/моль),$$

де i – кількість атомів Гідрогену в формулі кислоти; $i = 1$.

Молярна маса еквівалентів солі $AlCl_3$:

$$M(\frac{1}{3}AlCl_3) = \frac{M(AlCl_3)}{z^*(Al)\ i(\mathrm{Al})} = \frac{133{,}48}{3\cdot 1} = 44{,}49(г/моль),$$

де $i(\mathrm{Al})$ – індекс при атомі Алюмінію; у даному випадку $i(\mathrm{Al}) = 1$.

Задача 9. Обчислити молярну масу еквівалентів металу, якщо його хлорид містить 65,57 % Хлору. Визначити, який це метал, якщо відомо, що в хлориді він тривалентний.

Розв'язання**.** Згідно з законом еквівалентів:

$$\frac{m(\mathrm{Cl})}{m(\mathrm{Me})} = \frac{M(\frac{1}{1}\mathrm{Cl})}{M(\frac{1}{z^*}\mathrm{Me})}$$, але оскільки $\omega(X) = m(X)/m(\text{сполуки})$, то $\frac{m(\mathrm{Cl})}{m(\mathrm{Me})} = \frac{\omega(\mathrm{Cl})}{\omega(\mathrm{Me})}$,

закон еквівалентів можна записати таким чином:

$$\frac{\omega(\mathrm{Cl})}{\omega(\mathrm{Me})} = \frac{M(\frac{1}{1}\mathrm{Cl})}{M(\frac{1}{z^*}\mathrm{Me})};$$

$$\omega(\mathrm{Me}) = 100 - \omega(\mathrm{Cl}) = 100 - 65{,}57 = 34{,}43\ \%.$$

Розраховуємо молярну масу еквівалентів металу:

$$M(\frac{1}{z^*}\mathrm{Me}) = \frac{\omega(\mathrm{Me})\cdot M(\frac{1}{1}\mathrm{Cl})}{\omega(\mathrm{Cl})} = \frac{34{,}43\cdot 35{,}5}{65{,}57} = 18{,}62(г/моль)$$

Щоб визначити, який це метал, потрібно розрахувати його молярну масу:

$$M(\mathrm{Me}) = M(\frac{1}{z^*}Me) = 18{,}62\cdot 3 = 55{,}85\ (г/\text{моль}).$$

За допомогою періодичної таблиці знаходимо, що цей метал – Ферум (Fe).

Задача 10. Одна й та сама маса металу потрібна для взаємодії і з 1,78 *г* сірки, і з 8,89 *г* брому. Визначити молярну масу хімічних еквівалентів Брому, якщо молярна маса хімічних еквівалентів Сульфуру становить 16 *г*/моль.

Розв'язання**.** Згідно із законом еквівалентів (1.8) запишемо:

$$\frac{m(\mathrm{Me})}{M(\frac{1}{z^*}\mathrm{Me})} = \frac{m(\mathrm{Br_2})}{M(\frac{1}{2}\mathrm{Br_2})} \quad \text{і} \quad \frac{m(\mathrm{Me})}{M(\frac{1}{z^*}\mathrm{Me})} = \frac{m(\mathrm{S})}{M(\frac{1}{2}\mathrm{S})}.$$

Отже, отримуємо:

$$\frac{m(\mathrm{Br_2})}{M(\frac{1}{2}\mathrm{Br_2})} = \frac{m(\mathrm{S})}{M(\frac{1}{2}\mathrm{S})};$$

Тоді $M(\frac{1}{2}\mathrm{Br_2}) = \frac{m(\mathrm{Br_2})\,M(\frac{1}{2}\mathrm{S})}{m(\mathrm{S})} = \frac{8{,}89\cdot 16}{1{,}78} = 79{,}9\ (г/\text{моль}).$

Задача 11. На відновлення з 8,0 *г* оксиду двовалентного металу витрачається 2,24 л водню (н.у.). Обчислити молярну масу еквівалентів металу. Чому дорівнює відносна атомна маса металу? Який це метал?

Розв'язання**.** Якщо одна з речовин знаходиться в газоподібному стані, закон

еквівалентів можна записати у вигляді:

$$\frac{m(\text{MeO})}{M(\frac{1}{z^*}\text{MeO})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V(\frac{1}{2}\text{H}_2)},$$

$$V(\frac{1}{2}\text{H}_2) = \frac{V_i^0}{2} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль}.$$

Розраховуємо молярну масу еквівалентів оксиду металу MeO:

$$M(\frac{1}{2}MeO) = \frac{m(MeO)\,V(\frac{1}{2}H_2)}{V(H_2)} = \frac{8,0 \cdot 11,2}{2,24} = 40,0(г/моль).$$

Оскільки

$$M(\frac{1}{2}\text{MeO}) = M(\frac{1}{2}\text{Me}) + M(\frac{1}{4}\text{O}_2);$$

$$M(\frac{1}{4}\text{O}_2) = M(\frac{1}{2}\text{O}) = 8,00 \text{ г/моль},$$

то

$$M(\frac{1}{2}\text{Me}) = M(\frac{1}{2}\text{MeO}) - M(\frac{1}{4}\text{O}_2) = 40,0 - 8,00 = 32.0 \text{ (г/моль)}.$$

Якщо метал двовалентний, відносна атомна маса металу дорівнює A_r(Me) =32.0 · 2 = 64,0. Отже, невідомий метал – Купрум.

Задача 12. Яка маса металу взаємодіє з 500 см^3 кисню (н. у.), якщо молярна маса хімічних еквівалентів металу дорівнює 12,16 *г*/моль.

Розв'язання**.** Згідно із законом еквівалентів (1.8):

$$\frac{m(\text{Me})}{M(\frac{1}{z^*}\text{Me})} = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\frac{1}{4}\text{O}_2)}, \quad \text{де } V(\frac{1}{4}\text{O}_2) = \frac{V_M^0}{4} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ (л/моль)}$$

Отже,

$$m(Me) = \frac{V(O_2)\,M(\frac{1}{z^*}Me)}{V(\frac{1}{4}O_2)} = \frac{500 \cdot 12,16}{5\,600} = 1,09(г).$$

1.3 Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань[7]

1. Для наведеного в умові газу розрахуйте: а) відносну молекулярну масу; б) молярну масу; в) масу однієї молекули; г) масу та об'єм (н.у.) зазначеної кількості газу; д) відносну густину газу за воднем.

1.1. 0,4 моль C_2H_6
1.2. 0,25 моль CH_4
1.5. 0,25 моль CO
1.6. 0,5 моль B_2H_6

1.3. 0,4 моль N_2O
1.4. 0,125 моль Br_2
1.7. 0,75 моль C_3H_6

2. Маса газу об'ємом 5,6 л (н.у.) наведена нижче. Розрахуйте:
а) кількість речовини; б) молярну масу; в) відносну молекулярну масу; г) число молекул у цій кількості газу; д) відносну густину газу за повітрям.

2.1. 16 г
2.2. 4 г
2.3. 8,5 г
2.4. 18,0 г
2.5. 15,5 г
2.6. 11,0 г
2.7. 40 г

3. Для наведеного нижче газу розрахуйте: а) відносну молекулярну масу; б) молярну масу; в) масу однієї молекули; г) кількість та масу цієї речовини в наведеному об'ємі газу (н.у.); д) відносну густину газу за киснем.

3.1. 5,6 л NH_3
3.2. 3,2 л NO_2
3.3. 6,4 л H_2S
3.4. 2,8 л SO_2
3.5. 16,8 л HCl
3.6. 9,6 л C_2H_4
3.7. 5,6 л SiH_4

4. Визначте: а) молярну масу газу; б) відносну молекулярну масу; в) кількість та масу газу об'ємом 1 л (н.у.); г) масу однієї молекули, д) число молекул у цій кількості речовини, якщо відомо:

4.1. густина газу за киснем 0,5
4.2. густина газу за повітрям 2,0
4.3. густина газу за воднем 13,0
4.4. газ, важчий за азот в 1,5 рази
4.5. газ, важчий за кисень у 5 разів
4.6. газ, важчий за повітря у 1,5 рази
4.7. газ, важчий за водень у 8 разів

5. Процес корозії сталі у вологому повітрі можна умовно відобразити хімічним рівнянням: $4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4\ Fe(OH)_3$

Визначте:

5.1. кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, який брав участь у реакції, якщо утворився ферум(III) гідроксид масою 21,4 г

5.2. кількість речовини, масу та об'єм кисню (н.у.), який брав участь у реакції руйнування заліза масою 56 г

5.3. кількість речовини, масу та об'єм кисню (н.у.), який брав участь у реакції руйнування заліза масою 11,2 г

5.4. кількість речовини та масу утвореного під час корозії ферум(III) гідроксиду , якщо у реакції брав участь кисень обємом 2,8 л (н.у.)

5.5. кількість речовини та масу заліза, яке зруйнувалось під час корозії, якщо у реакції брав участь кисень об'ємом 2,8 л (н.у.)

5.6. кількість речовини та масу заліза, яке зруйнувалось під час корозії, якщо у реакції брав участь кисень об'ємом 16,8 л (н.у.)

5.7. кількість речовини, масу та об'єм кисню (н.у.), який брав участь у реакції, якщо утворився ферум(III) гідроксид масою 32,1 г

6. Для одержання водню в лабораторії використовують реакцію між активним металом та розведеною сульфатною або хлоридною кислотою. Складіть рівняння реакцій та визначте: а) кількість водню; б) масу водню; в) об'єм (н.у.) водню, який утворюється внаслідок взаємодії:

6.1. 9,0 г алюмінію з хлоридною кислотою
6.2. 18,0 г алюмінію з хлоридною кислотою
6.3. 3,0 г алюмінію з сульфатною кислотою
6.4. 9,0 г алюмінію з сульфатною кислотою
6.5. 0,2 моль алюмінію з хлоридною кислотою
6.6. 0,1 моль алюмінію з сульфатною кислотою
6.7. 0,4 моль алюмінію з хлоридною кислотою

7. Твердість води, обумовлену присутністю кальцій гідрокарбонату та магній гідрокарбонату, можна усунути кип'ятінням води, тому що гідрокарбонати термічно нестійкі та розкладаються:

$$Mg(HCO_3)_2 = Mg(OH)_2 + 2\ CO_2$$
$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

Визначте:

7.1. об'єм (н.у.) і масу карбон(IV) оксиду, який виділяється, якщо утворюється магній гідроксид $Mg(OH)_2$ масою 29 г

7.2. об'єм (н.у.) і масу карбон(IV) оксиду, який виділяється, якщо утворюється кальцій карбонат CaCO3 масою 25 г

7.3. кількість речовини і масу магній гідроксиду $Mg(OH)_2$, якщо утворюється карбон(IУ) оксид об'ємом 5,6 л

7.4. кількість речовини та масу магній гідроксиду $Mg(OH)_2$, якщо утворюється карбон(IУ) оксид масою 33 г

7.5. кількість речовини та масу магній гідроксиду $Mg(OH)_2$, якщо утворюється карбон(IУ) оксид у кількості 0,125 моль

7.6. масу та об'єм (н.у.) карбон(IУ) оксиду, якщо утворюється магній гідроксид $Mg(OH)_2$ масою 87 г

7.7. кількість речовини та масу магній гідроген карбонату $Mg(HCO_3)_2$, якщо утворюється карбон(IУ) оксид масою 1,1 г

8. До складу природніх газів, які використовують як пальне, може входити етан C_2H_6. Відповідно до рівняння згоряння етану:

$$2C_2H_6 + 7\ O_2 = 4\ CO_2 + 6H_2O$$

Визначте:

8.1.кількість речовини, об’єм (н.у.) і масу кисню, який витрачається на спалювання 1 моль етану

8.2. кількість речовини, масу та об’єм (н.у.) етану, який згорів, якщо витрачена кількість кисню 0,5 моль

8.3 кількість речовини, масу та об’єм (н.у.) кисню, який витрачено на спалювання етану об’ємом 3,2 л (н.у.)

8.4 кількість речовини, масу та об’єм етану, який згорів, якщо витрачу-но кисень об’ємом 21 л (н.у.)

8.5 об’єм етану та об’єм кисню (н.у.), які витрачено, якщо внаслідок горіння утворилась кількість карбон(IУ) оксиду 0,5 моль

8.6 кількість речовини, масу та об’єм (н.у.) карбон(IУ) оксиду, який утворився внаслідок спалювання етану масою 75 г

8.7 кількість речовини, масу та об’єм (н.у.) карбон(IУ) оксиду, який утворився внаслідок спалювання етану об’ємом 2,8 л (н.у.)

9. Визначте: а) яка молярна маса еквівалентів елементу у водневій сполуці EH_z; б) яка молярна маса сполуки EH_z; в) яка валентність атомів елементу, якщо відомо , що під час розкладу порції сполуки утворено:

9.1 просту речовину масою 27,9 г та об’єм водню 30,24 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за азотом 1,21;

9.2 просту речовину масою 2,1 г та об’єм водню 3,36 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за повітрям 1,1;

9.3 просту речовину масою 9,6 г та об’єм водню 0,672 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за киснем 1,53;

9.4 просту речовину масою 11,2 г та об’єм водню 7,84 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за азотом 1,14;

9.5 просту речовину масою 33,75 г та об’єм водню 15,12 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за киснем 2,44;

9.6 просту речовину масою 2,92 г та об’єм водню 1,792 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за повітрям 2,65;

9.7 просту речовину масою 7,11 г та об’єм водню 2,016 л (н.у.). Відносна густина сплуки EH_z за киснем 2,53.

10.1 Аналіз зразків двох оксидів зазначеного елементу показує, які маси Оксигену та елементу сполучаються без залишку.

Розрахувати:

-а) молярну масу еквівалентів елементу в кожному оксиді;

б) валентність атома елементу в кожному оксиді.

10.1

Маса оксигену	Маса Хрому	
0,2 г	оксид 1	оксид 2
	0,217 г	0,433 г

10.2

Маса оксигену	Маса Фосфору	
0,36 г	оксид 1	оксид 2
	0,465 г	0,28 г

10.3

Маса оксигену	Маса Купруму	
0,28 г	оксид 1	оксид 2
	2,24 г	1,12 г

10.4

Маса оксигену	Маса Мангану	
0,56 г	оксид 1	оксид 2
	1,93 г	0,96 г

10.5

	Маса Стануму	
0,12 г	оксид 1	оксид 2
	0,89 г	0,445 г

10.6

Маса оксигену	Маса Меркурію	
0,16 г	оксид 1	оксид 2
	2,01 г	4,02 г

10.7

Маса оксигену	Маса Селену	
0,48г	оксид 1	оксид 2
	1,16 г	0,79 г

11. В умові наведена масова частка одного з елементів (Х) у бінарній сполуці

$$\omega(\mathrm{X}) = \frac{\mathrm{m(X)} \cdot 100\%}{\mathrm{m(сполуки)}}$$

Визначте: а) молярну масу еквівалента елементів, б) валентність атому елемента:$\omega(X) =$

11.1. Арсену в оксиді, який містить Оксиген з масовою часткою 35%

11.2 Феруму у сульфіді, який містить Сульфур з масовою часткою 36,36% . Молярна маса еквівалентів Сульфуру 16 г/моль

11.3 Мангану в хлориді, який містить Хлор з масовою часткою 56,35% . Молярна маса еквівалентів Хлору 35,5 г/моль

11.4 Арсену в оксиді, який містить Арсен з масовою часткою 75,5%

11.5Титану в хлориді, який містить Хлор з масовою часткою 69%. Молярна маса еквівалентів Хлору 35,5 г/моль

11.6 Мангану в оксиді, який містить метал з масовою часткою 63,2%

11.7 Ванадію в оксиді, який містить Оксиген з масовою часкою 32%

12.1. За нагрівання 20,06 г металу одержано 21,66 г його оксиду. Визначте молярну масу еквівалентів металу

12.2. Визначте молярну масу еквівалентів металу, якщо під час спалювання 7,2 г металу в хлорі утворилось 28,2 г солі. Молярна маса еквівалентів Хлору 35,5 г/моль

12.3. Розрахуйте молярну масу еквівалентів металу, знаючи, що 3,06 г металу реагують з кислотою з виділенням водню об’ємом 2,8 л (н.у.)

12.4. Кальцій масою 1,60 г та невідомий метал масою 2,16 г реагують з кислотою, утворюючи однаковий об’єм водню. Розрахуйте молярну масу еквівалентів металу

12.5. Деякий метал масою 1,00 г сполучається з 1,78 г сірки. Розрахуйте молярну масу еквівалентів металу. Молярна маса еквівалентів Сульфуру 16 г/моль

12.6. Однакові наважки деякого металу сполучаються з 0,2 г оксигену та з 3,17 г одного з галогенів. Розрахуйте молярну масу еквівалентів галогену та назвіть його

12.7. Розрахуйте масу оксиду, що утворюється внаслідок окиснення 55 г металу. Молярна маса еквівалентів металу 13,75 г/моль

ТЕМА 2. КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

2.1. Короткі теоретичні відомості

Оксиди – це бінарні (тобто утворені з двох типів різних атомів) сполуки елементів з Оксигеном, причому Оксиген в оксидах має ступінь окиснення мінус 2. Отже, в оксидах зв'язку атомів Оксигену між собою немає.

Ступінь окиснення елемента – це такий заряд, який виник би на атомі за умови утворення йонних зв'язків з іншими атомами у хімічній сполуці.

Оксиди відомі практично для всіх хімічних елементів, за винятком Гелію, Неону, Аргону та Флуору.

Загальні формули оксидів: $E^{+}{}_2O$, $E^{+2}O$, $E^{+3}{}_2O_3$, $E^{+4}O_2$, $E^{+5}{}_2O_5$, $E^{+6}O_3$, $E^{+7}{}_2O_7$ де Е – символ хімічного елементу (металу чи неметалу).

Бінарні сполуки типу $\overset{+1}{Na}{}_2\overset{-1}{O}_2$, $\overset{+2}{Ba}\overset{-1}{O}_2$, $\overset{+2}{Ca}\overset{-1}{O}_2$ та інші належать до пероксидів, в котрих Оксиген має ступінь окиснення –1: (Na^{+1}–O^{-1}–O^{-1}–Na^{+1}).

Оксиди за їх хімічним характером поділяють на *солетворні* (*основні, кислотні* та *амфотерні*) та *несолетворні* (індиферентні).

Зазвичай хімічний характер оксиду визначається його відношенням до кислот (або кислотних оксидів) і лугів (або основних оксидів лужних і лужноземельних металів).

Основні оксиди – це завжди оксиди металів, які мають ступінь окиснення +1, +2. Наприклад: Na_2O, K_2O, CuO, MgO, CaO, MnO.

Гідратні сполуки (*гідроксиди*) основних оксидів є основами. Виняток – оксиди $\overset{+2}{Sn}O$, $\overset{+2}{Zn}O$, $\overset{+2}{Be}O$, $\overset{+2}{Pb}O$, які мають амфотерні властивості.

Взаємодіючи з кислотами та кислотними оксидами, основні оксиди утворюють солі.

$$Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$$
$$Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4$$

Між собою основні оксиди не реагують.

Кислотні оксиди (*ангідриди* відповідних кислот) – це оксиди, гідратні сполуки яких є кислотами. До них належать майже всі солетворні оксиди неметалів, а також значна кількість оксидів металів, у яких ступінь окиснення металу п'ять і вище , наприклад: B_2O_3, SiO_2, N_2O_5, SO_3, V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7 тощо.

Кислотні оксиди реагують з основами, основними й амфотерними оксидами з утворенням солей.

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$
$$SO_3 + CaO = CaSO_4$$
$$3SO_3 + Al_2O_3 = Al_2(SO_4)_3$$

Амфотерні оксиди залежно від умов виявляють властивості і основних, і кислотних оксидів, тобто здатні реагувати і з кислотами, і з основами з утворенням солей.

Вони можуть утворювати солі з кислотними та основними оксидами, а також взаємодіючи між собою.

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$
$$ZnO + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + H_2O$$

До амфотерних оксидів належать $\overset{+2}{Sn}O$, $\overset{+2}{Zn}O$, $\overset{+2}{Be}O$, $\overset{+2}{Pb}O$ та більшість оксидів металів зі ступенями окиснення +3, +4. Відповідні їм гідроксиди також мають амфотерний характер.

Оксиди, які не дають солей ні з основами, ні з кислотами, називають *несолетворними***.** До них належать чотири оксиди: CO, SiO, N_2O та NO, які не виявляють основних і кислотних властивостей.

З найважливіших методів одержання оксидів зазначимо такі:

1) безпосереднє сполучення елементів з киснем;
2) окиснення хімічних сполук киснем або повітрям;
3) розкладання гідратних сполук (гідроксидів);
4) розкладання солей кисневмісних кислот.

Кислотами називають сполуки, що мають йон Гідрогену H^+, що здатний заміщуватись катіоном металу або амонійною групою NH_4^+ під час утворення солі.

Загальна формула оксигенвмісних кислот $H_xE_nO_y$**,** наприклад, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4, $H_2Cr_2O_7$ тощо.

Основність кислоти визначається кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти, які можуть бути заміщені на катіон металу (або на групу NH_4^+). Розрізняють *одноосновні* (наприклад, HCl, HBr, HNO_3), *двоосновні* (наприклад, H_2SO_4, H_2SO_3, H_2S, H_2CO_3), *триосновні* (наприклад, H_3PO_4, H_3AsO_4) або *чотириосновні* (наприклад, H_4SiO_4) кислоти. Іноді кількість атомів Гідрогену в молекулі кислоти не відповідає її основності. Це стосується зокрема органічних кислот, наприклад, ацетатна кислота ($H_4C_2O_2$) – одноосновна.

Оксигенвмісну кислоту можна подати як $nE_xO_y \cdot mH_2O$, де x та y залежать від ступеню окиснення елемента Е, а n та m – від типу кислоти.

До найпоширеніших способів одержання кислот належать:

- безпосередня взаємодія кислотного оксиду з водою:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$
$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$
$$Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$$

- взаємодія солі слабкої кислоти з сильною кислотою:

$$Na_2SiO_3 + 2\,HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

- Безоксигенні кислоти одержують безпосередньою взаємодією водню з неметалом та наступним розчиненням одержаної сполуки у воді:

$$Cl_2 + H_2 = 2HCl\uparrow$$

$$S + H_2 = H_2S\uparrow$$

Більшість оксидів прямо чи посередньо здатні утворювати гідратні сполуки – *гідроксиди***.**

Залежно від їх хімічного характеру це можуть бути

- основи
- кислоти
- амфотерні гідроксиди.

Залежно від хімічної природи гідроксиди по-різному дисоціюють під дією полярних молекул води, що й дає можливість віднести їх до основ, кислот або амфотерних гідроксидів.

Основами називають гідратні сполуки основних оксидів. Загальна формула основ $Me(OH)_x$, де Me – метал, наприклад: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$, $In(OH)_3$ тощо.

Основою також називають водний розчин амоніаку $NH_3 \cdot H_2O$ (умовна формула NH_4OH).

Основи здатні утворювати солі з кислотами та ангідридами кислот; між собою вони не реагують.

Основи, розчинні у воді, називають *лугами*. До них відносять гідратні сполуки лужних і лужноземельних металів (LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$), а також гідроксид Талію TlOH .

На сьогодні такі основи, як AgOH, HgOH і $Hg(OH)_2$ у вільному стані не виділено.

До головних способів одержання основ належать:

1) безпосереднє сполучення основного оксиду з водою (під час утворення лугу): $Na_2O + H_2O = 2NaOH$

2) взаємодія солей з лугами: $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

До амфотерних гідроксидів відносяться гідроксиди металів зі ступенем окиснення +3, +4, а також $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$

Вони реагують і з речовинами кислотного характеру, виявляючи свої основні властивості, і з речовинами основного характеру, проявляючи свої кислотні властивості. Тобто проходять реакції *кислотно-основної взаємодії* і при цьому утворюються солі.

Всі амфотерні гідроксиди поганорозчинні у воді та одним із методів їх одержання є реакція подвійного обміну.

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl.$$

Якщо розчин лугу буде взято у надлишку, то утворюваний амфотерний гідроксид розчинятиметься, оскільки виявляє кислотні властивості:

$$Al(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Al(OH)_6].$$

Наведемо ще такі приклади взаємодії

$$Sb(OH)_3 + 3HClO_3 = Sb(ClO_3)_3 + 3H_2O;$$

$$Sb(OH)_3 \equiv H_3SbO_3 \text{ або } Sb_2O_3 \cdot H_2O = 2HSbO_2;$$

$$HSbO_2 + NaOH = NaSbO_2 + H_2O.$$

Солі – це речовини, молекули яких складаються із залишку основи і залишку кислоти. Солі розрізняють: середні, кислі, основні.

Середні солі - продукти повного заміщення атомів Гідрогену кислоти атомами металу (або групою NH_4^+). Наприклад, NH_4Cl, $Cu(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$

Кислі солі – продукти неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти атомами металу або амонійною групою.

KHS – калій гідрогенсульфид

NH_4HSO_4 – амоній гідрогенсульфат

$NaHCO_3$ – натрій гідрогенкарбонат

Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп основи аніонами кислотних залишків.

$CuOHCl$ – купрум гідроксидхлорид

$(ZnOH)_2SO_4$ – цинк гідроксидсульфат.

Одержання та властивості кислих солей:

1) Взаємодія середньої солі з однойменною кислотою (з тією, що має однаковий з сіллю кислотний залишок):

   $CaSO_3 + H_2O + SO_2 = Ca(HSO_3)_2$ – кальцій гідрогенсульфіт

   $CaS + H_2S = Ca(HS)_2$ – кальцій гідрогенсульфід

2) Середня сіль + кислота (недостача):

   $Na_2SO_4 + HNO_3(\text{недост.}) = NaHSO_4 + NaNO_3$

3) Основа + кислота (надлишок):

   $Ca(OH)_2 + 2H_2CO_3\,(\text{надл.}) = Ca(HCO_3)_2 + 2H_2O$

   (кальцій гідрогенкарбонат)

Властивості кислих солей:

1. $Ca(HCO_3)_2 + 2NaOH = CaCO_3\downarrow + Na_2CO_3 + 2H_2O$
2. $Ca(HCO_3)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2CO_3$
3. $3\,Ca(HCO_3)_2 + 2Na_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 6NaHCO_3$

Одержання та властивості основних солей

1. Середня сіль + основа (недостача):

   $Al_2(SO_4)_3 + 2NaOH\ (\text{недост}) = 2(AlOH)SO_4 + Na_2SO_4$

2. Основа + кислота (недостача):

$Cu(OH)_2 + HNO_3 = (CuOH)NO_3 + H_2O$

Властивості основних солей:

1. Взаємодія з кислотами (реакція кислотно-основної взаємодії):

$2(AlOH)SO_4 + H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + H_2O$

2. Взаємодія з лугами (реакція обміну)

$(CuOH)NO_3 + NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + NaNO_3$

2.2. Приклади розв'язання типових задач

Задача 1. За допомогою рівнянь реакцій довести хімічний характер оксидів: а) CaO, Na_2O; б) Al_2O_3, SnO_2; в) V_2O_5, CrO_3, Mn_2O_7; г) CO_2, N_2O_3.

Розв'язання. а) Хімічний характер оксиду визначається його відношенням до кислот і лугів. Na_2O, CaO – основні оксиди. Отже, вони реагують з кислотами та кислотними оксидами, утворюючи солі:

$Na^{+}{}_2O + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2O$;

$Ca^{+2}O + N_2O_5 = Ca(NO_3)_2$.

б) $Al^{+3}{}_2O_3$, $Sn^{+4}O_2$ – амфотерні оксиди. Отже, вони мають подвійний хімічний характер: залежно від партнера по реакції можуть виявляти і основний,і кислотний характер, утворюючи солі під час взаємодії як з кислотами, так і з основами:

$Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t^0} 2NaAlO_2 + H_2O$; або $Al_2O_3 + 6NaOH \xrightarrow{t^0} 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$;

$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$;

$SnO_2 + K_2O \xrightarrow{t^0} K_2SnO_3$;

$SnO_2 + 4HCl = SnCl_4 + 2H_2O$.

в) $V^{+5}{}_2O_5$, $Cr^{+6}O_3$, $Mn^{+7}{}_2O_7$ – кислотні оксиди. Отже, вони утворюють солі з основами й основними оксидами, а також з амфотерними оксидами та гідроксидами, які також можуть виявляти основні властивості:

$V_2O_5 + 2NaOH = 2NaVO_3 + H_2O$;

$Mn_2O_7 + 2NaOH = 2NaMnO_4 + H_2O$.

Для написання продуктів реакції солеутворення, що відбувається за участю кислотних оксидів (реакції з основами і основними оксидами), до кислотного оксиду *уявно* додають воду: треба знайти формулу кислоти та відповідного їй кислотного залишку.

Наприклад, у реакції

$K_2O + CrO_3 = \ldots$

кислотний оксид – CrO_3. Формула відповідної кислоти $CrO_3 \cdot H_2O = H_2CrO_4$, а кислотний залишок – CrO_4^{2-}, отже

$K_2O + CrO_3 = K_2CrO_4$.

г) CO_2, N_2O_3 – кислотні оксиди, оскільки це солетворні оксиди неметалів:

$CO_2 + Na_2O = Na_2CO_3$; $3N_2O_3 + Al_2O_3 = 2Al(NO_2)_3$.

*Задача 2***.** За формулами оксидів Al_2O_3, MnO_2, CO_2, SeO_3, BaO, K_2O визначити формули відповідних гідроксидів.

Розв'язання. Гідроксиди кислотних оксидів (CO_2, SeO_3) – це кислоти; гідроксиди *амфотерних оксидів* (Al_2O_3, MnO_2) виявляють амфотерні властивості; гідроксиди *основних оксидів* (BaO, K_2O) – основи. Тому:

$CO_2 \cdot H_2O = H_2CO_3$ (карбонатна кислота);

$SeO_3 \cdot H_2O = H_2SeO_4$ (селенатна кислота);

$Al_2O_3 \cdot H_2O = H_2Al_2O_4 = 2HAlO_2$ або

$Al_2O_3 \cdot 3H_2O = H_6Al_2O_6 = 2H_3AlO_3 \equiv 2Al(OH)_3$ – амфотерний гідроксид алюмінію;

$MnO_2 \cdot H_2O = H_2MnO_3$ або $MnO_2 \cdot 2H_2O = H_4MnO_4 \equiv Mn(OH)_4$ – амфотерний гідроксид мангану (IV); $BaO \cdot H_2O = Ba(OH)_2$ – гідроксид барію (луг);

$K_2O \cdot H_2O = K_2O_2H_2 = 2KOH$ – гідроксид калію (луг).

*Задача 3***.** Закінчити рівняння реакцій:

а) $Na_2O + Cl_2O_7 =$ б) $NaOH + V_2O_5 =$

Розв'язання**.** а) Реагуючи між собою, оксиди протилежного хімічного характеру утворюють солі. Щоб визначити кислотний залишок солі, знаходимо формулу відповідної кислоти:

$Cl_2O_7 \cdot H_2O = H_2Cl_2O_8 = 2HClO_4$ (хлорна кислота). Отже,

$Na_2O + Cl_2O_7 = 2NaClO_4$.

б) Оскільки V_2O_5 – кислотний оксид (утворений металом у ступені окиснення +5), знаходимо формулу відповідної кислоти:

$$V_2O_5 \cdot H_2O = H_2V_2O_6 = 2HVO_3,$$

тому

$$2NaOH + V_2O_5 = 2NaVO_3 + H_2O.$$

2.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань

1. Складіть :

а) формули оксидів з вищою валентністю атомів елементів та вкажіть їх хімічний характер;

б) формули гідроксидів, які відповідають наведеним оксидам;

в) рівняння реакцій, які доводять хімічний характер кожного оксиду.

1.1. Кадмій і Галій
1.2. Цинк і Телур
1.3. Селен і Станум
1.4. Арсен і Плюмбум
1.5. Алюміній і Манган
1.6. Цирконій і Стибій
1.7. Ванадій і Берилій

2. Складіть: а) формули оксидів, які містять атоми елементів із валентністю, зазначеною у дужках, та вкажіть їх хімічний характер;

б) формули гідроксидів, які відповідають наведеним оксидам;

в) напишіть рівняння реакцій, які доводять хімічний характер кожного оксиду.

2.1. Хром (III), Арсен (III)

2.2. Сульфур (IV), Титан (IV)
2.3. Манган (IV), Силіцій (IV)
2.4. Індій (III), Фосфор (III)
2.5. Натрій , Йод (I)
2.6. Селен (IV), Германій (IV)
2.7. Нітроген (III), Стибій (III)

3. Складіть: а) формули оксидів, що містять атоми елемента із зазначеними ступенями окиснення, та вкажіть їх хімічний характер; б) формули гідроксидів, які відповідають наведеним оксидам; в) наведіть рівняння реакцій, які доводять хімічний характер кожного оксиду.

3.1. Манган +2, +4, +7
3.2. Йод +1, +5
3.3. Хром +2,+3,+6
3.4. Ванадій +2,+4,+5
3.5. Хлор +1,+5,+7
3.6. Реній +6,+7
3.7. Нітроген +2,+3,+5

4. Який хімічний характер мають наведені оксиди, якщо два з них реагують з натрій гідроксидом, а два - з нітратною кислотою? Складіть рівняння реакцій , які доводять хімічний характер кожного оксиду.

4.1. MnO_2, Cl_2O, Cu_2O
4.2. BeO, CaO, Mn_2O_7
4.3. Cr_2O_3, As_2O_5, BaO
4.4. Cl_2O_7, SnO_2, MgO
4.5. PbO_2, Ag_2O, Re_2O_7
4.6. V_2O_5, MnO, Al_2O_3
4.7. ZrO_2, Sb_2O_5, NiO

5. Складіть рівняння реакції обміну, внаслідок яких утворюються такі малорозчинні сполуки:

5.1. а) магній гідроксид; б) купрум сульфід CuS
5.2. а) ферум(II) гідроксид; б) магній фосфат $Mg_3(PO_4)_2$
5.3. а) кобальт(II) гідроксид; б) плюмбум(II) хлорид $PbCI_2$
5.4. а) бісмут(III) гідроксид; б) аргентум сульфід Ag_2S
5.5. а) кадмій гідроксид ; б) аргентум хромат Ag_2CrO_4
5.6. а) ферум(III) гідроксид; б) барій сульфат $BaSO_4$
5.7. а) скандій(III) гідроксид; б) купрум силікат $CuSiO_3$

6. Складіть рівняння реакцій обміну, внаслідок яких утворюються такі сполуки:

6.1. а) берилій гідроксид ; б) молібдатна кислота H_2MoO_4
6.2. а) цинк гідроксид; б) ванадатна кислота HVO_3
6.3 .а) купрум(II) гідроксид; б) ацетатна кислота CH_3COOH
6.4 .а) манган(II) гідроксид; б) фосфатна кислота H_3PO_4
6.5 .а) стибій(III) гідроксид; б) станатна кислота H_2SnO_3
6.6. а) плюмбум(II) гідроксид; б) силікатна кислота H_2SiO_3
6.7. а) алюміній гідроксид ; б) германатна кислота H_2GeO_3

7. Складіть рівняння реакцій обміну, внаслідок яких утворюються такі сполуки:

7.1. а) титан(III) гідроксид ; б) вольфраматна кислота H_2WO_4
7.2. а) станум(II) гідроксид; б/ телуритна кислота H_2TeO_3
7.3. а) торій(IУ) гідроксид; б) ніобатна кислота $HNbO_3$
7.4. а) германій(II) гідроксид ; б) фторидна кислота HF
7.5. а) хром(III) гідроксид ; б) хлоратна(I) кислота HClO
7.6. а) нікол(II) гідроксид; б) ціанідна кислота HCN
7.7. а) індій(III) гідроксид ; б) арсенатна кислота H_3AsO_4

8. Складіть рівняння реакцій обміну, внаслідок яких утворюються такі малорозчинні сполуки:

8.1. а) манган(II) гідроксид ; б) цинк сульфід ZnS
8.2. а) цинк гідроксид ; б)плюмбум(II) сульфат $PbSO_4$
8.3. а) кобальт(II) гідроксид; б) аргентум фосфат Ag_3PO_4
8.4. а) ферум(III) гідроксид; б) аргентум хлорид AgCl
8.5. а) германій(II) гідроксид ;б) магній фосфат $Mg_3(PO_4)_2$
8.6. а) бісмут(III) гідроксид; б) ферум(II) силікат $FeSiO_3$
8.7. а) нікол(II) гідроксид; б) кальцій оксалат CaC_2O_4

9. Складіть рівняння реакцій утворення наведеної солі внаслідок взаємодії: а) основного та кислотного оксидів, б) основного оксиду та кислоти.
9.1. Магній хлорат(VII) $Mg(ClO_4)_2$
9.2. Барій нітрат $Ba(NO_3)_2$
9.3. Магній фосфат(III) $Mg(PO_3)_2$
9.4. Ферум(III) сульфат $Fe_2(SO_4)_3$
9.5. Купрум(II) діоксоборат $Cu(BO_2)_2$
9.6. Натрій селенат(IV) Na_2SeO_3
9.7. Аргентум хромат Ag_2CrO_4

10. Складіть рівняння реакцій утворення наведеної солі внаслідок взаємодії: а) кислоти та основи, б) кислотного оксиду та основи.

10.1. Алюміній сульфат $Al_2(SO_4)_3$

10.2. Кальцій фосфат $Ca_3(PO_4)_2$
10.3. Кальцій хлорат (I) $Ca(ClO)_2$
10.4. Магній алюмінат $Mg(AlO_2)_2$
10.5. Натрій фосфат Na_3PO_4
10.6. Хром(III) нітрат $Cr(NO_3)_3$
10.7. Нікол(II) ферат(III) $Ni(FeO_2)_2$

11. Закінчіть рівняння реакцій. Під формулою кожної реагуючої та утвореної речовини напишіть назву класу сполук, до якого вона належить (для солей вказати тип: -основна, кисла або середня).

11.1. а) $Al(OH)_3 + KOH =$
б) $KHS + KOH =$
в) $[Al(OH)]Cl_2 + HNO_3 =$

11.2. а) $Be(OH)_2 + KOH =$
б) $PbSO_4 + H_2SO_4 =$
в) $[Be(OH)]Cl + H_2SO_4 =$

11.3. а) $Cr(OH)_3 + KOH =$
б) $NaHSO_4 + KOH =$
в) $[Cr(OH)]SO_4 + HCl =$

11.4. а) $Zn(OH)_2 + KOH =$
б) $KH_2PO_4 + KOH =$
в) $[Zn(OH)]Br + HCl =$

11.5. а) $Sb(OH)_3 + KOH =$
б) $Ca(H_2PO_4)_2 + Ba(OH)_2 =$
в) $[Sb(OH)_2]Cl + HNO_3 =$

11.6. а) $Sn(OH)_2 + KOH =$
б) $Ba(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 =$
в) $[Sn(OH)]Cl + HBr =$

11.7. а) $Pb(OH)_2 + KOH =$
б) $CaS + H_2S =$
в) $[Cu(OH)]NO_3 + HCl =$

12. Закінчіть рівняння реакцій. Під формулою кожної реагуючої та утвореної речовини напишіть назву класу сполук, до якого вона належить (для солей вказати тип: -основна, кисла або середня).

12.1. а) $Pb(OH)_2 + NaOH =$
б) $CaHPO_4 + Ca(OH)_2 =$
в) $[Pb(OH)]NO_3 + HNO_3 =$

12.2. а) $Al(OH)_3 + NaOH =$
б) $CaSO_3 + SO_2 + H_2O =$
в) $[Al(OH)_2]Cl + HNO_3 =$

12.3. а) $Sb(OH)_3 + NaOH =$
б) $KHCO_3 + NaOH =$
в) $[Sb(OH)]Cl_2 + HNO_3 =$

12.4. а) $Cr(OH)_3 + NaOH =$
б) $Na_3PO_4 + H_3PO_4 =$

12.5. а) $Be(OH)_2 + NaOH =$
б) $Ba(HS)_2 + Ba(OH)_2 =$
в) $[Be(OH)]NO_3 + HCl =$

12.6. а) $Zn(OH)_2 + NaOH =$
б) $Na_2HPO_4 + NaOH =$
в) $[Zn(OH)]NO_3 + H_2SO_4 =$

12.7. а) $Sn(OH)_2 + NaOH =$
б) $NaHCO_3 + KOH =$
в) $[Sn(OH)]Br + H_2SO_4 =$

в) $[Cr(OH)]Br_2 + HNO_3 =$

ТЕМА 3. БУДОВА АТОМІВ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

3.1Короткі теоретичні відомості

Ця тема є однією з базових у курсі та потрібна для вивчення практично всіх подальших розділів програми. Результатом її засвоєння мають бути такі вміння:

- давати характеристику квантового стану електронів;
- складати електронні конфігурації атомів елементів;
- визначати за електронними конфігураціями положення елемента в періодичній системі;
- передбачати хімічні властивості елемента та його аналогів

Таблиця 3.1.

Основні характеристики елементарних частинок

Елементарна частинка	Сим-вол	Маса спокою		Заряд		Спін
		m, кг	а.о.м.	Кл	Умовний	
Протон	*p*	$1{,}673\cdot10^{-27}$	1,007276	$1{,}602\cdot10^{-19}$	+1	$+\frac{1}{2};\ -\frac{1}{2}$
Нейтрон	*n*	$1{,}675\cdot10^{-27}$	1,008665	0	0	$+\frac{1}{2};\ -\frac{1}{2}$
Електрон	*e*	$9{,}110\cdot10^{-31}$	1,000549	$-1{,}602\cdot10^{-19}$	−1	$+\frac{1}{2};\ -\frac{1}{2}$

Хімічні властивості атомів зумовлені кількістю та розташуванням електронів на валентних рівнях атома, оскільки саме вони беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.

Сучасні теорії будови атома ґрунтуються на законах *квантової (хвильової) механіки*, яка базується на уявленні про квантування енергії, гіпотезі про двоїсту природу мікрочастинок, зокрема електрона, та хвильовому характері його руху навколо ядра. Згідно з *постулатом німецького фізика Макса Планка (1900р.), енергія випромінюється дискретно тими атомами, які перебувають у стані коливання, причому кожен з них випромінює енергію певної частоти.* М. Планк назвав найменшу порцію енергії, яку можна виділити в одному акті випромінювання *квантом*, або фотоном.Енергія кванта визначається за *рівнянням Планка*:

$$E = h\nu,$$

де E – величина енергії кванта; h – стала Планка ($h = 6{,}62517 \cdot 10^{-34}$ Дж·с);
ν – частота коливань. Поглинаючи квант енергії, атом переходить із *стаціонарного* стану з мінімально можливим для нього запасом енергії в *збудженій* стан.

У 1911 році англійський фізик Е. Резерфорд на основі своїх дослідів запропонував ядерну модель атома. У центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, маса якого приблизно дорівнює масі атома. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра.

У 1913 році, базуючись на своїх емпіричних даних, учень Е. Резерфорда, англійський фізик Г. Мозлі сформулював закон, згідно з яким корінь квадратний з частоти ($\nu=1/\lambda$) певних ліній однакових серій характеристичного рентгенівського спектра прямо пропорційний порядковому номеру елемента:

$$\sqrt{1/\lambda} = a\,(Z - b)$$

де a і b – сталі величини, які залежать від лінії спектра і серії; λ - довжина хвилі власного випромінювання елемента з порядковим номером Z. Тобто закон Мозлі дав змогу визначати точні значення порядкових номерів елементів, передбачати положення ще невідкритих елементів періодичної системи. Також він дав змогу уточнити формулювання *періодичного закону: «Властивості елементів, а також форми і властивості їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядер їхніх атомів».*

У 1913р. датський фізик Нільс Бор сформулював основні положення своєї теорії будови атома Гідрогену, беручи до уваги квантову теорію світла, лінійчастий характер атомних спектрів і ядерну модель англійського фізика Е.Резерфорда. Постулати Н.Бора:

1. Електрон обертається навколо ядра, не випромінюючи енергії, тільки по певних колових орбіталях, які називаються стаціонарними, або квантовими.
2. Електрон може переходити з однієї стаціонарної орбіталі на іншу; при цьому поглинається або випромінюється квант електромагнітного випромінювання, енергія якого дорівнює різниці енергії атома у кінцевому і вихідному станах.

Згідно з гіпотезою Луї де Бройля (1924р.), двоїсту природу має кожний матеріальний об’єкт, тобто з кожною частинкою (корпускулою), яка рухається, зв’язана його особиста хвиля, довжина якої λ залежить від маси частинки m та швидкості її руху v:

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

Згадаємо, що хвиля – це процес, що займає певну частину трьохвимірного простору та періодично розвивається у часі. Хвилі характеризуються довжиною,

частотою, швидкістю руху, амплітудою та знаком амплітуди. Однак тільки для мікрочастинок (електронів, нейтронів, протонів та ін.), маси яких дуже малі, довжини їх дебройлівських хвиль сягають вимірних значень. Корпускулярно-хвильовий дуалізм був підтверджений експериментально інтерференцією та дифракцією електронів, протонів, нейтронів, атомів, а також корпускулярною поведінкою фотонів.

Згідно з *принципом невизначеності В. Гейзенберга* (1927р.), неможливо одночасно точно визначити положення та імпульс будь-якої мікрочастинки, оскільки невизначеність положення Δx і невизначеність імпульсу $\Delta(mv_x)$ зв'язані співвідношенням:

$$\Delta x \Delta(mv_x) \geq \frac{h}{2\pi} \quad \text{або} \quad \Delta x \Delta v_x \geq \frac{h}{2\pi m}.$$

Тому, за принципом Гейзенберга, рух електрона (а також будь-якої елементарної частинки) неможливо охарактеризувати певною траєкторією.

Математично поведінку мікрочастинок описують за допомогою *рівняння австрійського вченого Е.Шредінгера*. Правомірність емпіричного вибору рівняння стоячої хвилі як моделі була доведена тим, що розв'язок рівняння Е. Шредінгера дає значення енергій електронів, які добре збігаються з експериментальними даними атомних спектрів.

Після підстановки хвильової функції $\psi(x, y, z)$ (псі-функції) у рівняння стоячої хвилі, а також використання співвідношення Луї де Бройля, Е. Шредінгер одержав таке диференціальне рівняння:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m}\left(\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}\right)+U\psi = E\psi,$$

що характеризує рух електрона за заданої його повної енергії E та залежить від координат тривимірного простору x, y, z; m – маса електрона; U – потенціальна енергія електрона.

Розв'язок рівняння Шредінгера – хвильову функцію ψ_{n, l, m_l} – називають *атомною орбіталлю* (АО). Вона характеризує форму й об'єм частини простору, у якому ймовірність знаходження електрона становить більше 95 %.

Певний фізичний зміст має квадрат хвильової функції за абсолютною величиною $|\psi(x, y, z)|^2$, який визначає ймовірність знаходження електрона в точці простору з координатами x, y, z. Тому відомості про поведінку електрона в атомі та його рух навколо ядра мають імовірнісний характер.

Квантово-механічна модель, а саме область найімовірнішого розташування електрона у просторі атомного ядра з координатами x, y, z, має назву *електронної хмари*.

З рівняння Е. Шредінгера безпосередньо випливає потреба введення ще

трьох безрозмірних цілочислових параметрів – так званих *квантових чисел*, які відповідають трьом ступеням свободи руху електрона в атомі.

Головне квантове число (n = 1, 2, 3, …, ∞) приблизно характеризує енергію енергетичного рівня та розміри електронної хмари.

Орбітальне (побічне) або азимутальне квантове число (l = 0, 1, 2, …, n – 1) визначає енергію енергетичного підрівня і характеризує форму атомної орбіталі. Так *s*-атомні орбіталі мають форму кулі, *p*-АО – форму гантелі, *d*-АО мають чотирьохпелюсткову конфігурацію, а *f*-АО мають складну восьмипелюсткову конфігурацію.

Для характеристики форми АО користуються спеціальними символами, що пов'язані з характером спектральних ліній:

символ орбіталі	*s*	*p*	*d*	*f*	...	*g*	*h*
чисельне значення *l*	0	1	2	3	4	5	

Магнітне квантове число (m_l = –l,..,0,..,+l) характеризує розміщення атомних орбіталей у просторі. Воно може набувати цілочислових додатних та від'ємних значень від мінус l до +l включно з нулем, тобто кількість можливих значень m_l дорівнює $2l + 1$.

Атомну орбіталь (ψ_{n, l, m_l}) можна однозначно охарактеризувати, якщо для неї відомі значення *трьох* квантових чисел: n, l, m_l. Атомні орбіталі з приблизно однаковим запасом енергії та однаковим значенням n утворюють *енергетичний рівень*.

Оскільки енергію атомної орбіталі визначають головне й орбітальне квантові числа, то атомні орбіталі одного енергетичного підрівня мають, відповідно, однакові значення n і l.

Стан електрона в атомі описують за допомогою чотирьох квантових чисел, оскільки електрон має власний магнітний момент, що не пов'язаний з його орбітальним рухом навколо ядра, який називають спіном.

Спін електрона (або *спінове квантове число* m_S) – така сама фундаментальна властивість електрона, як маса і заряд. Він може набувати двох значень: 1/2 або –1/2. Схематично спінове квантове число позначають стрілочками: ↑ (m_S = 1/2); ↓ (m_S = –1/2). Спін електрона визначає напрямок вектора його власного магнітного моменту відносно зовнішнього магнітного поля. Уявлення про спін введено Г. Уленбеком і С. Гаудсмітом у 1925 р. на основі вивчення тонкої структури лінійчастих спектрів лужних металів.

Заповнення електронами рівнів та підрівнів відбувається згідно з *принципом найменшої енергії (принципом В.Паулі, правилом Ф.Гунда, принцип найменшої енергії або принцип Ауфбау).*

По *принципу Ауфбау*, електрони заповнюють атомні орбіталі у порядку зростання їх енергії:

1) зі зростанням заряду ядра атома електрони заповнюють атомні орбіталі в порядку зростання суми головного і орбітального квантових чисел ***n + l*;**

2) у разі однакових значень суми ***n + l*** *першою* заповнюється електронами атомна орбіталь, яка має *менше* значення головного квантового числа ***n***.

Виявлення металічних і неметалічних властивостей визначається здатністю утримувати власні валентні електрони та намаганням приєднати додаткові на свої електронні оболонки.

Згідно з *принципом Паулі*, в атомі не може бути двох електронів з однаковим набором усіх чотирьох квантових чисел.

Правило Ф. Хунда: у межах одного підрівня електрони заповнюють АО таким чином, щоб сума спінових квантових чисел за абсолютною величиною була максимальною.

Метали здатні тільки втрачати свої валентні електрони, а ***неметали*** більш схильні приєднувати електрони, хоча можуть і віддавати їх.

Здатність утримувати валентні електрони залежить від величини *атомного радіуса* та *заряду ядра* атома.

Атомний радіус ($r_{ат.}$) – відстань від ядра до головного максимуму електронної густини зовнішнього енергетичного рівня.

У *періодах* атомний радіус при зростанні порядкового номера елемента зменшується, і тому електронні оболонки притягуються до ядра. У *групах* зміна атомного радіуса визначається впливом двох квантовомеханічних ефектів: ефектом екранування і ефектом проникнення.

Ефект екранування діє переважно в елементів *головних* підгруп. При цьому відбувається послаблення впливу ядра на *s*- і *p*-електрони зовнішнього енергетичного рівня внаслідок наявності цілком завершених глибинних електронних шарів. Дія цього ефекту в головних підгрупах призводить до збільшення атомного радіуса при збільшенні номера періоду.

Розглянемо цей ефект на прикладі атома Алюмінію, який розташований у III періоді, тобто має три енергетичні рівні, і атома Талію, що розташований у VI періоді. Запишемо закінчення їх електронних формул:

$_{13}$Al … $3s^2\,3p^1$ $\qquad$ $_{81}$Tl … $6s^2\,6p^1$

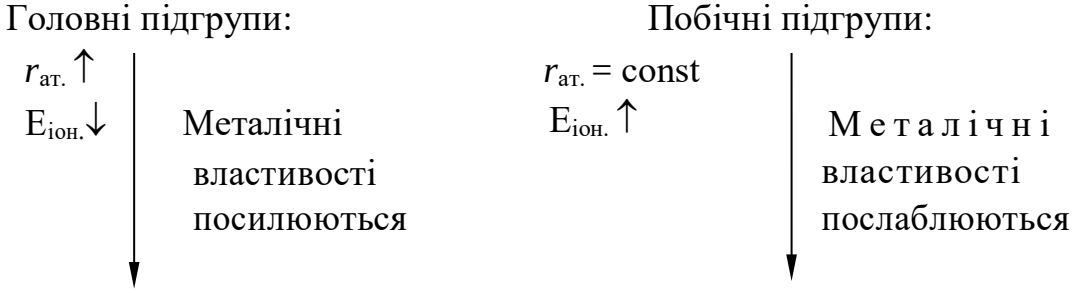
Звідси видно, що $r_{am.}(Tl) > r_{am.}(Al)$*. Таким чином, валентні електрони атома Талію сильніше екрануються глибинними електронними шарами і слабше зв'язані з ядром, ніж валентні електрони атома Алюмінію.*

Ефект проникнення діє переважно в елементів *побічних* підгруп. При цьому спостерігається послаблення впливу ядра на *s*- і *p*-електрони зовнішнього енергетичного рівня внаслідок проникнення і утримання їх у глибинних *d*- і *f*-підрівнях. Внаслідок дії цього ефекту в побічних *d*-підгрупах зі зростанням номера періоду атомний радіус не змінюється.

Кількісною характеристикою здатності утримувати електрони є енергія іонізації $E_{іон.}$, кДж/моль. Це та енергія, яку потрібно витратити, щоб відірвати по одному електрону від числа Авогадро ізольованих атомів(A^0) і перетворити їх у позитивні однозарядні іони (A^{+1}):

$$6{,}02\cdot10^{23}A^0 - 6{,}02\cdot10^{23}e = 6{,}02\cdot10^{23}A^{+1}.$$

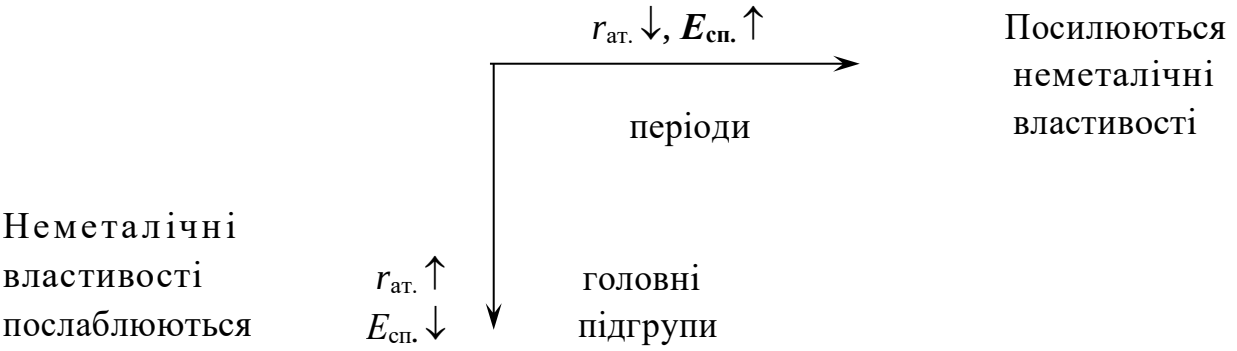
Енергія іонізації у межах *періоду* при переході зліва направо зростає одночасно зі зменшенням радіусів атомів (ефект проникнення). У *головних* підгрупах зі збільшенням номера періоду зростає кількість енергетичних рівнів і, як наслідок, зростає $r_{ат.}$. Завдяки цьому енергія іонізації зменшується. Зміну радіусів атомів, енергій іонізації та металічних властивостей у головних і побічних підгрупах демонструє наступна схема:



Кількісною характеристикою здатності приєднувати додаткові електрони на свої електронні оболонки є *енергія спорідненості до електрона* $E_{сп.}$, кДж/моль. Це енергія, яка виділяється (у випадку неметалів) або поглинається (у випадку металів) при приєднанні по одному електрону до числа Авогадро ізольованих атомів із перетворенням їх у негативні однозарядні іони:

$$6{,}02\cdot10^{23}A^0 + 6{,}02\cdot10^{23}e = 6{,}02\cdot10^{23}A^{-1} \pm E_{сп.}$$

Чим більше енергія спорідненості до електрона, тим яскравіше виявлені неметалічні властивості елемента. Закономірності зміни радіусів атомів, енергії спорідненості до електрона та неметалічних властивостей у періодах і головних підгрупах наведено на наступній схемі:



3.2Приклади розв'язання типових задач

*Задача 1***.** Яким набором квантових чисел характеризується стан кожного з семи електронів, які знаходяться на 3*d*-АО (3d^7)?

Розв'язання. Наводимо набір квантових чисел для семи 3*d*-електронів у порядку заповнення ними атомних орбіталей (табл. 3.2).

Таблиця 3.2.

Набір квантових чисел для 3d^7

Електрон	Квантове число			
	n	*l*	m_l	m_s
1	3	2	–2	+1/2
2	3	2	–1	+1/2
3	3	2	0	+1/2
4	3	2	1	+1/2
5	3	2	2	+1/2
6	3	2	–2	–1/2
7	3	2	–1	–1/2

Можна вибрати також інші значення спінових квантових чисел m_S, відповідно: –1/2; –1/2; –1/2; –1/2; –1/2; 1/2; 1/2, оскільки, згідно із *правилом Хунда*, у межах одного підрівня електрони заповнюють АО таким чином, щоб сума спінових квантових чисел за модулем була максимальною.

Задача 2. Визначити значення квантових чисел для всіх електронів атома, який має закінчення електронної конфігурації: …4s^2 4p^4.

Розв'язання. Електронні оболонки атомів зображають за допомогою електронних формул: перша цифра вказує значення головного квантового числа, яке чисельно збігається з номером енергетичного рівня; літерою позначають орбітальне квантове число, а цифра над літерою означає кількість електронів, що знаходяться в цьому енергетичному стані (табл. 3.3).

Таблиця 3.3.

Набір квантових чисел для атома …4s^2 4p^4

Електрон	Квантове число			
	n	*l*	m_l	m_s
1	2	3	4	5
1	2	3	4	5
1	4	0	0	1/2
2	4	0	0	–1/2
3	4	1	–1	1/2
4	4	1	0	1/2
5	4	1	1	1/2
6	4	1	–1	–1/2

*Задача 3***.** Розмістити наведені атомні орбіталі у порядку зростання їх енергій: 4*f*; 6*s*; 2*p*; 3*s*; 4*d*; 4*p*; 5*s*; 3*d*.

Розв'язання. Заповнення електронами атомних орбіталей атома відбувається за принципом найменшої енергії – у порядку зростання їх енергій, тому користуємось принципом Ауфбау.

Таблиця 3.4.

Розрахунок енергії АО за принципом Ауфбау

АО	2p	3s	3d	4p	5s	4d	6s	4f
n	2	3	3	4	5	4	6	4
l	1	0	2	1	0	2	0	3
n+*l*	3	3	5	5	5	6	6	7
2p→ 3s→3d →4p→5s→4d →6s→ 4f ⟶ збільшення енергії Е								

Задача 4: Виходячи з електронних конфігурацій атомів елементів з порядковими номерами 38 і 48, визначити, який з елементів має меншу енергію іонізації.

Розв'язання. Аналіз почнемо із запису електронних формул атомів елементів, визначення їх валентних електронів та хімічного характеру елементів:

$_{38}$E $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^{10}\mathbf{4p^6}\ \underline{\mathbf{5s^2}}$ Елемент №38 належить до ***s***-родини, оскільки в останню чергу заповнюється електронами ***s***-підрівень	$_{48}$E $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^{10}\mathbf{4p^6}\ \underline{\mathbf{5s^2}}\mathbf{4d^{10}}$ Елемент №48 належить до ***d***-родини, тому що останній електрон заповнює ***d***-підрівень

Обидва елементи виявляють *металічні* хімічні властивості: на зовнішньому енергетичному рівні в атомів цих елементів містяться лише по два електрони.

Елементи знаходяться в одному періоді – 5: атоми цих елементів містять по п'ять енергетичних рівнів.

При збільшенні порядкового номера (від 38 до 48) виявляється дія ефекту проникнення, що пояснюється заповненням електронами глибинного 4*d*-підрівня. Внаслідок цього $r_{ат.}$ ($_{48}$E) < $r_{ат.}$ ($_{38}$E), тому $E_{іон.}$($_{48}$E) > $E_{іон.}$($_{38}$E). Металічні властивості більш яскраві у елемента з порядковим номером 38.

3.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань

1.Наведіть схему розміщення електронів на атомних орбіталях вказаного в умові підрівня. Які правила Ви для цього використали? Для кожного з електронів напишіть у таблиці значення чотирьох квантових чисел:

n	l	m_l	m_s

1.1. чотири електрони на 3p- підрівні

1.2. три електрони на $4f$-підрівні

1.3 п’ять електронів на 4d -підрівні

1.4 три електрони на 5p –підрівні

1.5. три електрони на 5d – підрівні

1.6. чотири електрони на $5f$- підрівні

1.7. два електрони на 6p- підрівні

2. На яких енергетичних рівнях та підрівнях знаходяться електрони з наведеним набором квантових чисел ? Сформулюйте правила, згідно з якими, електрони розташовуються на атомних орбіталях ?

2.1. 4,0,0, + 1/2
4,0,0, - 1/2
4,1,0, + 1/2
4,1,1, + 1/2
4,1,-1,+ 1/2

2.2. 4,2,2, + 1/2
4,2,1 + 1/2
5,0,0, + 1/2
5,0,0, - 1/2

2.3. 3,1,0 , + 1/2
3,1,1, + 1/2
3,1,-1, + 1/2
3,1,0, - 1/2

2.4. 4,3,3, + 1/2
4,3,2, + 1/2
6,0,0, + 1/2
6,0,0, - 1/2

2.5. 6,2,0, + 1/2
6,2,1, + 1/2
6,2,2, + 1/2
7,0,0, + 1/2
7,0,0, - 1/2

2.6. 6,0,0, + 1/2
6,0,0, - 1/2
6,1,1, + 1/2
6,1,0 + 1/2

2.7. 5,2,- 2,+ 1/2
5,2,- 1, +1/2
6,0,0, + 1/2
6,0,0, - 1/2

3. Які з наведених в умові електронних конфігурацій не реалізуються ? Відповідь обгрунтуйте за допомогою квантових чисел.

3.1. $1p^3$, $2p^3$, $5s^2$, $2d^2$
3.2. $3d^7$, $3p^7$, $3f^4$, $3d^4$
3.3. $5f^{12}$, $3d^{12}$, $6s^3$, $4d^3$
3.4. $2f^2$, $2s^2$, $4s^4$, $4p^4$
3.5. $3f^{14}$, $4d^{14}$, $6s^2$, $7p^2$
3.6. $2d^{10}$, $2p^{10}$, $5d^6$, $6p^6$
3.7. $4s^3$, $4d^3$, $1p^6$, $2p^6$

4. Які квантові числа характеризують енергію електронів в атомі? Розташуйте наведені в умові енергетичні підрівні у порядку заповнення їх електронами. Які правила Ви для цього використали? Вкажіть максимальне число електронів на цих підрівнях.

4.1. 3d, 4d, 4s, 4p
4.2. 5s, 6s, 5p, 4d
4.3. 7s, 5d, 4f, 6p
4.4. 5s, 4p, 5p, 4d
4.5. 4p, 4d, 3d, 5s
4.6. 5d, 4f, 6s, 6p
4.7. 5p, 4f, 5d, 6s

5. Складіть електронні конфігурації зазначених атомів металів, дайте обгрунтування їх розташування у періодичній системі (період, група, підгрупа).Порівняйте радіус атомів та заряди ядер атомів зазначених елементів. Вкажіть елемент з меншою енергією йонізації. Який з металів більш активний ?

5.1. а) Берилій та Магній; б) Калій та Купрум
5.2. а) Літій та Натрій; б) Кальцій та Цинк
5.3. а) Калій та Рубідій; б) Барій та Меркурій
5.4. а) Кальцій та Стронцій; б) Рубідій та Аргентум
5.5. а) Калій та Натрій; б) Кальцій та Цинк
5.6. а) Стронцій та Барій; б) Цезій та Аурум
5.7. а) Рубідій та Цезій; б) Стронцій та Кадмій

6. Складіть електронні конфігурації атомів неметалів із зазначеними порядковими номерами. Дайте обгрунтування їх розташування у періодичній системі (період, група, підгрупа). Порівняйте радіус атомів та заряди ядер атомів цих елементів. Назвіть той елемент, у якого найбільша спорідненість до електрона і найяскравіше проявляються неметалічні властивості.

6.1. а) 15 та 33; б) 14 та 16
6.2. а) 34 та 52; б) 35 та 33
6.3. а) 53 та 35; б) 15 та 17
6.4. а) 15 та 51; б) 52 та 53
6.5. а) 16 та 34; б) 6 та 9
6.6. а) 8 та 34; б) 14 та 17
6.7. а) 9 та 53; б) 34 та 35

7. Складіть електронні конфігурації зазначених атомів металів, дайте обгрунтування їх розташування у періодичній системі (період, група, підгрупа).Порівняйте радіус атомів та заряди ядер атомів зазначених елементів. Вкажіть елемент з меншою енергією іонізації. Який з металів більш активний ?

7.1. а) 12 та 20; б) 48 та 38
7.2. а) 37 та 47; б) 11 та 19
7.3. а) 20 та 30; б) 22 та 40

7.4. а) 56 та 80; б) 4 та 12
7.5. а) 19 та 29; б) 13 та 31
7.6. а) 55 та 79; б) 3 та 11
7.7. а) 19 та 37; б) 29 та 19

8. Складіть електронні конфігурації зазначених атомів неметалів, дайте обгрунтування їх розташування у періодичній системі (період, група, підгрупа).Порівняйте радіус атомів та заряди ядер атомів зазначених елементів. Назвіть той елемент, у якого найбільша спорідненість до електрона і найяскравіше проявляються неметалічні властивості.

8.1. а) Хлор та Флуор; б) Фосфор та Сульфур
8.2. а) Хлор та Бром; б) Арсен та Селен
8.3. а) Бром та Йод; б) Нітроген та Оксиген
8.4. а) Оксиген та Сульфур; б) Селен та Бром
8.5. а) Сульфур та Селен; б) Телур та Йод
8.6. а) Сульфур та Хлор; б) Селен та Телур
8.7. а) Бром та Селен; б) Фосфор та Нітроген

9. Складіть електронні конфігурації атомів елементів з вказаним порядковим номером та дайте обгрунтування їх розташування у періодичній системі (період, група, підгрупа). Чому ці елементи знаходяться в одній групі ?

9.1. 17, 25
9.2. 13, 21
9.3. 32, 40
9.4. 15, 23
9.5. 14, 22
9.6. 39, 13
9.7. 33, 41

10. Вкажіть період, групу та підгрупу для елементів, атоми яких мають наведену в умові будову двох зовнішніх електронних шарів. Складіть електронні формули атомів цих елементів у збудженому стані, що відповідає їх вищій валентності.

10.1. ...$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$, ...$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
10.2. ...$5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$, ...$4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$
10.3. ...$6s^2 6p^6 6d^{10} 7s^2 7p^1$, ...$5s^2 5p^6 5d^3 6s^2$
10.4. ...$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$, ...$4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$
10.5. …$5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$, ...$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
10.6. ...$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$, ... $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$
10.7. ...$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$, ...$3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

11. Складіть електронні формули атомів та йонів вказаних в умові елементів. До якої електронної родини належать ці елементи ?

11.1. Mn, Mn^{2+}, Br, Br^-
11.5. Fe, Fe^{2+}, Se, Se^{2-}

11.2. Ti, Ti^{2+}, S, S^{2-}
11.3. V, V^{3+}, P, P^{3-}
11.4. Ni, Ni^{2+}, Si, Si^{4-}
11.6. Zn, Zn^{2+}, N, N^{3-}
11.7. Zr, Zr^{2+}, Cl,Cl^{-}

12. У якому стані: нормальному чи збудженому - знаходяться атоми, що підкреслені, у наведених сполуках ? Складіть електронні формули атомів цих елементів у стані, який відповідає їх валентності у сполуках.

12.1. $H\underline{Cl}$, $K\underline{Cl}O_3$, $H_2\underline{Ti}O_3$
12.2. $H_2\underline{S}$, $K_2\underline{S}O_3$, $K\underline{Mn}O_4$
12.3. $\underline{As}H_3$, $Na_3\underline{As}O_4$, $H\underline{V}O_3$
12.4. $Na_2\underline{Sn}O_2$, $Na_2\underline{Sn}O_3$, $\underline{Sc}Cl_3$
12.5. $Na\underline{P}O_2$, $H_3\underline{P}O_4$, $Na\underline{Nb}O_3$
12.6. $\underline{C}O$, $Na_2\underline{C}O_3$, $Na_2\underline{Fe}O_4$
12.7. $K\underline{I}O$, $\underline{I}F_5$, $Na_2\underline{Zn}O_2$

Тема 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА МОЛЕКУЛ. ТВЕРДИЙ СТАН РЕЧОВИН

1.1. Короткі теоретичні відомості

Хімічний зв'язок – це електростатична взаємодія між валентними електронами та ядрами атомів хімічних елементів, що взаємодіють один з одним. Оскільки утворення молекул – процес довільний, він є енергетично більш вигідним, тобто енергія молекули менша за суму енергій окремих атомів. Отже, під час утворення хімічного зв'язку енергія виділяється, причому чим більше величина енергії, що виділяється, тим утворюється міцніший зв'язок.

Описати хімічний зв'язок означає з'ясувати, як саме розподіляється електронна густина відносно центрів взаємодіючих атомів. Залежно від характеру її розподілення розрізняють такі основні *типи хімічного зв'язку*: ковалентний, йонний та металічний.

Найпоширенішим і більш універсальним типом зв'язку вважають *ковалентний зв'язок*. Щоб описати його, використовують зазвичай два основні методи: метод валентних зв'язків (МВЗ) і метод молекулярних орбіталей (ММО).

Метод валентних зв'язків базується на припущенні про узагальнення пари електронів валентних рівнів двох реагуючих атомів. Якщо ковалентний зв'язок здійснюється перекриванням атомних орбіталей двох атомів за наявності на кожній з них по одному неспареному електрону з протилежними значеннями спінових квантових чисел, такий механізм утворення спільної електронної пари називають *обмінним*.

Утворення спільної електронної пари можливе також і за *донорно-акцепторним* механізмом: один з атомів (донор) має неподілену електронну пару, а інший атом (акцептор) – вакантну (вільну) орбіталь. Наприклад, в йоні

BF_4^- три ковалентні зв'язки утворені за обмінним механізмом і лише один – за донорно-акцепторним, причому атом Бору – акцептор, а аніон Флуору – донор електронної пари.

акцептор донор

Слід зазначити, що під час утворення йона BF_4^- негативний заряд рівномірно розподіляється між усіма атомами.

До основних властивостей хімічного зв'язку належать довжина, енергія зв'язку та валентний кут.

Під *довжиною зв'язку* розуміють відстань між ядрами атомів, що утворюють хімічний зв'язок. Довжину хімічного зв'язку вимірюють у пікометрах (1 пм = 10^{-12} м) або в ангстремах (1Å = 10^{-10} м). Довжина зв'язку залежить, по-перше, від розмірів сполучених частинок − збільшується зі зростанням розмірів реагуючих атомів, а по-друге, від типу зв'язку та способу їх сполучення атомів (наприклад, довжина кратного хімічного зв'язку менша за довжину одинарного).

Енергія зв'язку – це мінімальна енергія, яку потрібно витратити на розрив хімічних зв'язків і отримання ізольованих атомів з 1 моль певної речовини. Енергію зв'язку вимірюють у кДж/моль; вона залежить від довжини зв'язку (зазвичай зменшується зі збільшенням відстані між ядрами взаємодіючих атомів) і від кратності зв'язку (у загальному випадку збільшується у міру зростання кратності зв'язку).

Кут між умовними прямими, які проходять через ядра хімічно зв'язаних атомів, називають *кутом зв'язку,* або *валентним кутом* .

Основні положення методу валентних зв'язків (В. Гайтлер, Ф. Лондон):

- Ковалентний зв'язок реалізується за рахунок утворення спільної електронної пари з двох електронів, що мають протилежно спрямовані спіни та належать двом атомам, які власне й утворюють хімічний зв'язок.
- Процес утворення зв'язку, як уже зазначалось, енергетично вигідний, тому під час утворення хімічного зв'язку енергія виділяється.
- Ковалентний зв'язок здійснюється перекриванням електронних хмар взаємодіючих атомів, тому він є тим міцнішим, чим більша площа перекривання електронних хмар, і утворюється в тому напрямку, де це перекривання буде максимальним.

До властивостей ковалентного зв'язку також відноситься його *насиченість*: кількість можливих для атома хімічних зв'язків обмежена кількістю неспарених валентних електронів та наявністю електронних пар або вільних атомних орбіталей на валентному рівні. Тому *валентність* також можна визначити за кількістю хімічних зв'язків, які може утворити атом.

Особливу увагу слід приділити таким властивостям ковалентного зв'язку як напрямленість, полярність і поляризованість зв'язку.

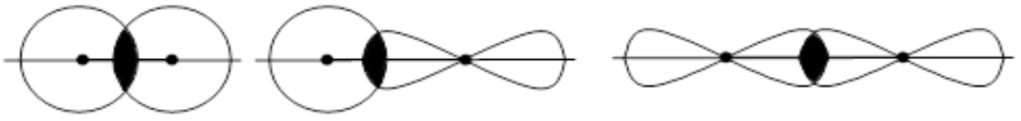
Напрямленість зв'язку визначається формою та взаємною орієнтацією електронних хмар у напрямку найбільшого перекривання атомних орбіталей, причому напрямок зміщення спільної електронної пари можна визначити за величинами електронегативностей (додаток В) або оцінити за положенням елементів у періодичній системі.

Залежно від різниці у значеннях електронегативностей елементів ΔЕН ковалентний зв'язок може бути *полярним* чи *неполярним*. Зокрема, у двохатомній молекулі простої сполуки (H_2, N_2, O_2, Cl_2 та ін.) спільні електронні пари зв'язку розміщені симетрично відносно ядер взаємодіючих атомів. Такий зв'язок називають ковалентним неполярним. Якщо ж сполучаються атоми, що мають різні електронегативності, спільні електронні пари зв'язків зміщуються у бік ядра більш електронегативного атома. Такий зв'язок належить до ковалентного полярного. Утворюючи цей зв'язок, більш електронегативний атом одержує надлишок негативного заряду, а на менш електронегативному атомі виникає деякий позитивний заряд.

Під дією зовнішнього електричного поля спільна електронна пара зміщується у бік одного з атомів, унаслідок чого відбувається зростання полярності хімічного зв'язку, тобто зв'язок поляризується.

Поляризованість хімічного зв'язку – це здатність зв'язку збільшувати полярність (або набувати її) під дією зовнішніх електромагнітних впливів.

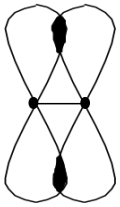
Слід пам'ятати, що спочатку електронні хмари взаємодіючих атомів перекриваються таким чином, щоб область перекривання атомних орбіталей знаходилась на уявній лінії, що з'єднує ядра цих атомів (лінія зв'язку). Такий тип перекривання атомних орбіталей називають σ-*зв'язком*, наприклад, якщо



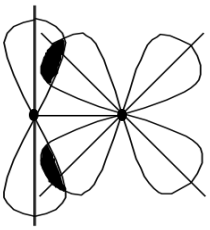
s – *s* − А.О. *s* –*p* − А.О. *p* –*p* − А.О.

Причому, залежно від кількості одноелектронних орбіталей атом може утворювати декілька σ-зв'язків.

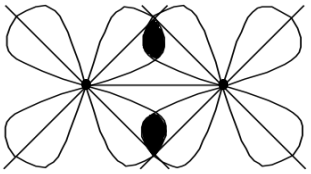
Якщо область перекривання атомних орбіталей знаходиться по обидва боки від лінії зв'язку, такий зв'язок називають π-*зв'язком,* наприклад, якщо



p –*p* − А.О.



p – *d* − А.О.



d – *d* − А.О.

π-Зв'язок менш міцний, ніж σ-зв'язок, і виникає лише після утворення σ-зв'язку, який реалізується першочергово. Наприклад, у молекулі O_2 ($_8$O … $2s^2 2p^4$) між атомами два зв'язки O=O, оскільки на валентних орбіталях Оксигену знаходяться два неспарені електрони.

Треба пам'ятати, що між двома атомами може утворитися тільки один σ-зв'язок, тому в молекулі O_2 реалізуються один σ-, а другий π-зв'язок (тобто утворюється подвійний зв'язок). Між атомами Нітрогену ($_7$N … $2s^2 2p^3$) в молекулі N_2 можуть утворитися три зв'язки, один з яких σ-, а два інші π-зв'язки (тобто реалізується потрійний зв'язок).

Отже, *кратність зв'язку* визначається кількістю спільних електронних пар між двома взаємодіючими атомами. Як зазначалось раніше, кратні зв'язки можуть бути подвійними або потрійними.

При поглинанні атомом додаткової (надлишкової) енергії можливий перехід атома у *збуджений стан.* Тоді у разі збудження один зі спарених електронів атома переходить на підрівень з вищою енергією. Цей перехід тим легший, чим далі від ядра знаходиться валентний електрон. Оскільки збуджений стан атома нестійкий, електрон не може довго перебувати у такому стані; зворотний перехід електрона супроводжується виділенням енергії.

Для переходу атома у збуджений стан потрібна додаткова енергія, але при утворенні хімічного зв'язку енергія виділяється, тому при збудженні атома енергетично вигідним є перехід електронів на підрівні з більш високою енергією *в межах одного рівня.* Наприклад, атом Магнію в нормальному стані не має неспарених електронів:

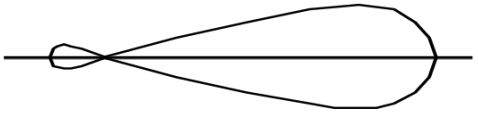
$$_{12}\text{Mg}\ 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2} \qquad B = 0,$$

тобто його валентність у нормальному стані дорівнює нулю. Однак у сполуці $MgBr_2$ валентність Магнію дорівнює двом. Отже, можна припустити, що в молекулі $MgBr_2$ Магній знаходиться у збудженому стані:

$$\text{Mg}^* \ldots \underline{3s^1 3p^1} \qquad B = \text{II}.$$

Оскільки обидва зв'язки Mg–Br у молекулі вірогідно рівноцінні, припустимо, що *s*- і *p*-орбіталі Магнію під час утворення зв'язку змінюють свої форми та енергії, тобто гібридизуються.

Гібридизація – це «перетворення», або «змішування» вихідних атомних орбіталей, які відрізняються формою та енергією, унаслідок чого утворюється така сама кількість однакових за формою та енергією атомних орбіталей.



Гібридизація атомних орбіталей, вірогідно, здійснюється в момент утворення хімічного зв'язку. Гібридна орбіталь має форму витягнутої гантелі.

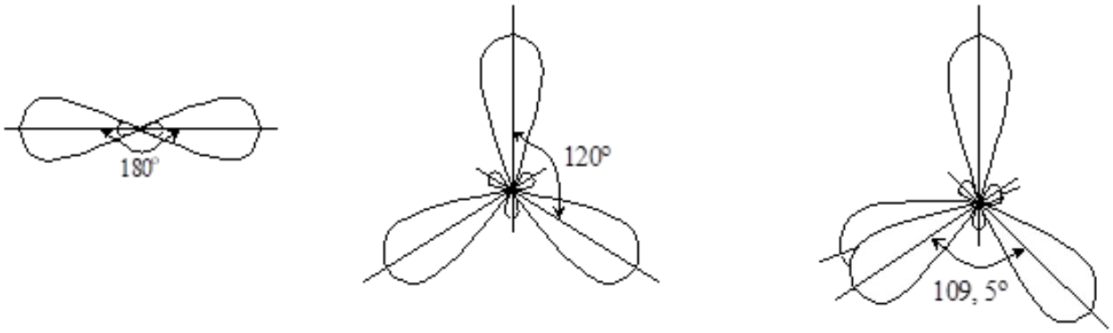
Незважаючи на витрати енергії на гібридизацію атомних орбіталей, одержується виграш в енергії внаслідок утворення міцнішого зв'язку та симетричнішого розподілу електронної густини в молекулі.

Д.Пауелл (1940 р.) уперше припустив, що геометрична конфігурація молекули залежить від розміщення електронних пар на валентних рівнях взаємодіючих атомів. Пізніше було розвинуто теорію відштовхування валентних електронних пар: електронні пари розміщуються на валентному рівні атома таким чином, щоб бути максимально віддаленими одна від одної (наче вони взаємно відштовхуються). Тому тип гібридизації атомних орбіталей *центрального атома* та їх просторове розміщення зазвичай визначають геометричну форму (конфігурацію) всієї молекули.

Взаємне розташування кількох гібридизованих орбіталей у просторі відносно атомного ядра залежить від їх кількості та відповідає мінімальній енергії всієї молекули. У свою чергу, тип гібридизації А.О. залежить від кількості та типу вихідних атомних орбіталей:

- Під час змішування однієї *s*- і однієї *p*-атомної орбіталі відбувається *sp*-гібридизація (q^2): утворюються дві гібридні орбіталі, розміщені під валентним кутом 180◦.
- Під час змішування однієї *s*- і двох *p*-атомних орбіталей відбувається sp^2-гібридизація (q^3), при цьому утворюються три гібридні орбіталі, розміщені під кутом 120◦.
- Під час змішування однієї *s*- і трьох *p*-атомних орбіталей відбувається sp^3-гібриди-зація (q^4), в результаті чого утворюються чотири гібридні орбіталі, спрямовані до вершин тетраедра. Кут між ними становить 109,5°.
- Згідно з експериментальними даними, молекули найчастіше мають неідеальні геометричні форми. Зокрема, у молекулі амоніаку NH_3 валентний кут H–N–H становить 107,3◦, а в молекулі води кут H–O–H дорівнює 104,5◦.

Молекули речовин можуть бути *полярними* (диполями) або *неполярними*. Полярність молекул зумовлена характером розподілу в них електронної



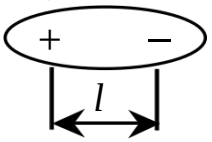
sp-гібридизація А.О. sp^2-гібридизація А.О. sp^3-гібридизація А.О.

Рис.3.1 - Типи гібридизації атомних орбіталей.

густини. В разі симетричного (рівномірного) розподілу електронної густини відносно ядер взаємодіючих атомів утворюються неполярні молекули. У таких молекулах центри позитивних і негативних зарядів збігаються.

Якщо електронна густина в молекулі розподілена несиметрично (нерівномірно), то на більш електронегативних атомах зосереджено надлишковий негативний заряд δ–, а на менш електронегативних – позитивний δ+. У такому випадку електричні центри позитивного і негативного зарядів не збігаються, а розміщені на певній відстані один від одного; тобто утворюється полярна молекула (диполь) з протилежно зарядженими полюсами.

Схематично диполі зображують так:



де l – довжина диполя (відстань між центрами позитивних і негативних зарядів у полярній молекулі).

Полярність двохатомної молекули визначають за допомогою *дипольного моменту* $\vec{\mu}$ (електричного моменту диполя) єдиного зв'язку, що реалізований в молекулі:

$$\mu = |\delta| \cdot l ,$$

де δ – ефективний заряд на атомі; l – вектор довжини диполя, який враховує напрям дипольного моменту. Дипольний момент вимірюють у Кулон-метрах або в Дебаях ($1D = 3{,}33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м).

Для молекул, що складаються з кількох атомів, сумарний дипольний момент визначають як векторну суму дипольних моментів окремих хімічних зв'язків у молекулі. Причому, напрям дипольного моменту умовно позначають

від позитивного заряду до негативного. Наявність або відсутність дипольного моменту в молекулі допомагає передбачити геометричну форму молекули. Наприклад, експериментально було визначено, що молекула CO_2 неполярна, а молекула SO_2 – полярна. Тому можна припустити, що молекула карбон(IV) оксиду, хоча і має два полярні зв'язки між атомами Оксигену і Карбону, є неполярною внаслідок лінійної та симетричної будови:

$$O = C = O \qquad \vec{\mu}_{CO_2} = 0.$$

Для сульфур(IV) оксиду $\vec{\mu}_{SO_2} \neq 0$, оскільки його молекула має кутову будову (валентний кут O − S − O становить 119º).

У ряді однотипних кутових молекул, наприклад H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te, значення дипольних моментів зазвичай зменшуються зі зменшенням різниці відносних електронегативностей елементів (ΔВЕН).

Багато властивостей речовин (наприклад, розчинність, здатність дисоціювати в полярних розчинниках тощо) залежать як від полярності окремих зв'язків у молекулі, так і від полярності всієї молекули.

Йонний зв'язок – це граничний випадок ковалентного полярного зв'язку. Він утворюється, наприклад, між атомами активних металів (лужні метали) і атомами типових неметалів (галогени), тобто між елементами, електронегативності яких дуже сильно різняться.

Оскільки при утворенні хімічного зв'язку спільні електрони не можуть повністю переходити до більш електронегативного елемента, а тільки зміщуються до нього, на атомах виникають нецілочислові ефективні заряди (δ+ або δ−). Зі зменшенням різниці відносних електронегативностей ΔВЕН атомів хімічних елементів частка йонного зв'язку зазвичай зменшується, а ковалентного, навпаки, – збільшується.

Вважають, що при ΔВЕН≥1,8 (за іншими джерелами, при ΔВЕН≥1,9) частка йонного зв'язку більша за 50 відсотків. У цьому випадку атоми умовно розглядають як позитивно і негативно заряджені йони, а зв'язок вважають йонним.

Основні положення теорії йонного зв'язку:

- Під час йонного зв'язку один з двох взаємодіючих атомів віддає електрон і перетворюється на позитивно заряджений йон (*катіон*), другий атом приєднує електрон і перетворюється на негативно заряджений йон (*аніон*).
- Іони, що мають протилежні заряди, електростатично притягуються один до одного й утворюють хімічну сполуку з йонним зв'язком.

Утворення йонної сполуки є енергетично вигідним процесом, тобто коли атом, що перетворюється на катіон, має низьку енергію іонізації, а атом, що стає аніоном, – високу енергію спорідненості до електрона.

Оскільки між йонами діють електростатичні сили взаємодії, йонний зв'язок є ненапрямленим і ненасиченим. Ненапрямленість йонного зв'язку зумовлена тим, що електричне поле кожного йона поширюється у просторі рівномірно в усіх напрямках. Ненасиченість йонного зв'язку виявляється в тому, що під час взаємодії двох протилежно заряджених йонів їх електричні поля скомпенсовані неповністю, тому в них є принципова можливість взаємодії цих йонів з іншими. У результаті навколо кожного з йонів розташовані йони протилежного заряду.

Сполуки з йонним зв'язком у вигляді молекул не існують ані в твердому стані, ані в розчині. Нестійкі молекули йонних сполук (наприклад, NaCl) можна виявити тільки в газоподібному стані за високих температур.

Більшість хімічних елементів у вільному стані – метали. Для них характерні порівняно низькі енергії іонізації атомів, а для відповідних простих речовин – блиск поверхні, високі електро- і теплопровідність, пластичність, ковкість та ін.

Висока тепло- та електропровідність металів зумовлені наявністю в їх кристалах вільних електронів, які рухаються по всьому кристалу. Такий тип зв'язку не можна віднести до йонного або ковалентного. Вважається, що в кристалах металів реалізується особливий *металічний хімічний зв'язок*.

В атомах металів зазвичай мала кількість валентних електронів, але наявні вакантні (вільні) атомні орбіталі. Крім того, у металічному кристалі атоми розміщені дуже щільно. Через невисокі значення енергій іонізації, характерних для металів, електрони здатні легко відриватися від атомів та можуть переходити з однієї атомної орбіталі на іншу, тобто рухатися у всьому об'ємі кристала. Саме цим пояснюються високі електро- та теплопровідність металів. Можна сказати, що природа металічного зв'язку подібна до ковалентного: також відбувається узагальнення валентних електронів, але металічний зв'язок є делокалізованим і ненапрямленим. Докладніше характерні для металів властивості обґрунтовують за допомогою зонної теорії твердого тіла.

Кристалічний стан речовини. Залежно від відстані між частинками та енергій їх взаємодії речовини можуть існувати в газоподібному, рідкому або твердому станах. Твердий і рідкий стани, як уже зазначалось, називають *конденсованим станом*.

Твердий стан речовини характеризується тим, що між'ядерні відстані наближаються до розмірів частинок, а середня потенціальна енергія притягання

між ними значно перевищує їх середню кінетичну енергію. Тверді речовини можуть існувати в кристалічному або аморфному станах.

Кристалічні речовини мають упорядковану просторову структуру, у якій частинки (атоми, молекули, іони) досить регулярно чергуються у просторі. Розміщення частинок у кристалі можна зобразити за допомогою *кристалічної решітки* в її вузлах (точках перетину умовних прямих ліній, що утворюють просторовий каркас) розміщені ядра частинок, які складають кристал.

Фізико-хімічні властивості речовин у кристалічному стані залежать від типу зв'язку між частинками, які знаходяться у вузлах кристалічної решітки. За характером взаємодії між ними розрізняють: атомну, іонну, молекулярну та металічну кристалічні решітки.

У вузлах *атомної решітки* знаходяться окремі атоми, зв'язані міцними ковалентними зв'язками (полярними чи неполярними). Речовини з атомною решіткою мають високі твердість та міцність. Вони нелеткі, мають високі температури плавлення, практично нерозчинні у жодному з розчинників, не проводять електричний струм. До таких речовин належать алмаз, кремній, германій, бор, а також багато бінарних сполук: B_2O_3, SiO_2, Al_2O_3, BN, AlN, Si_3N_4, B_4C_3, SiC та інші.

Речовини з *молекулярним* типом *кристалічної решітки* побудовані з молекул, зв'язаних силами Ван-дер-Ваальса. Такі речовини легкоплавкі, леткі, не проводять електричного струму. Їхні властивості можуть змінюватися в широких межах залежно від полярності молекул, які містяться у вузлах решітки, а також від наявності і відсутності водневого зв'язку. Молекулярну кристалічну решітку мають речовини, які за звичайних умов є рідинами або газами (наприклад, кристалічні водень, кисень, галогени, інертні гази, вуглекислий газ, вода, більшість органічних сполук та ін.).

Сполуки, в яких реалізується іонний зв'язок, а у вузлах знаходяться протилежно заряджені іони, мають *йонну кристалічну решітку*. Такі речовини характеризуються досить високими температурами плавлення і кипіння, значною твердістю. Йонні решітки міцніші за молекулярні, проте слабкіші за атомні. Розчиняючись у полярних розчинниках (наприклад, у воді), речовини з йонною кристалічною решіткою дисоціюють на йони, тому їх розчини проводять електричний струм. Йонну решітку мають, наприклад, солі, сильні мінеральні кислоти, луги тощо.

Металічна кристалічна решітка поширена для металів, сплавів і деяких бінарних сполук металів з неметалами. У вузлах решітки знаходяться катіони й атоми металів, зв'язок між якими здійснюється електронами, що належать усьому кристалу. Для таких речовин характерні високі електро- і теплопровідності, металічний блиск, пластичність, ковкість.

Реальні кристали найчастіше мають змішані типи решіток, наприклад, кристалічна решітка графіту складається з атомів вуглецю, зв'язаних ковалентним і частково металічним зв'язками. Саме тому він тугоплавкий, нелеткий та проводить електричний струм. М'якість графіту зумовлена пошаровою будовою кристалічної решітки.

4.2. Приклади розв'язання типових задач

Задача 1. Визначити типи хімічних зв'язків, які утворюються в сполуках: N_2, O_2, Cl_2, CaF_2, NaCl, Na, CH_4, LiH, BCl_3, HCl, CO, H_2O.

Розв'язання. У молекулах BCl_3, CH_4, H_2O, CO, HCl реалізуються ковалентні полярні зв'язки між атомами, оскільки в цих сполуках різниця відносних електронегативностей елементів ΔВЕН ≠ 0 (Додаток В).

У молекулах N_2, O_2, Cl_2 здійснюється ковалентний неполярний тип зв'язку, оскільки до складу кожної з цих молекул входять атоми тільки одного хімічного елемента з однаковими значеннями відносних електронегативностей (ΔВЕН = 0). Речовини CaF_2, NaCl мають іонний тип зв'язку оскільки різниця відносних електронегативностей елементів (ΔВЕН ≥ 1,9).

Задача 2. Визначити типи гібридизації атомних орбіталей, які відбуваються в молекулах: а) CaH_2; б) BBr_3; в) CI_4. Зобразити їх геометричні конфігурації, оцінити валентні кути.

Розв'язання. а) У нормальному стані атом Кальцію має валентність, що дорівнює нулю (на валентному рівні немає неспарених електронів):

Ca … $4s^2$ B = 0

У збудженому стані:

Ca* … $4s^1 4p^1$ B* = II.

У сполуці CaH_2 Кальцій двовалентний, тобто знаходиться у збудженому стані:

Отже, можна припустити, що відбувається *sp*-гібридизація атомних орбіталей центрального атома – Кальцію.

Валентний електрон атома Гідрогену, який бере участь в утворенні хімічного зв'язку, знаходиться на *s*-атомній орбіталі, яка має форму кулі:

Валентний кут у молекулі CaH_2 становить 180°, тому вона лінійна. Хоча молекула CaH_2 має два ковалентні полярні зв'язки Ca–H, унаслідок лінійної та симетричної будови вона є неполярною ($\vec{\mu}_{CaH_2}=0$) .

б) У нормальному стані атом Бору має валентність, що дорівнює одиниці:

$_{5}B\ 1s^2 2s^2 2p^1$ $B = I.$

У сполуці BBr_3 Бор тривалентний, отже, знаходиться у збудженому стані:

$B^* \ldots 2s^1 2p^2$ $B^* = III.$

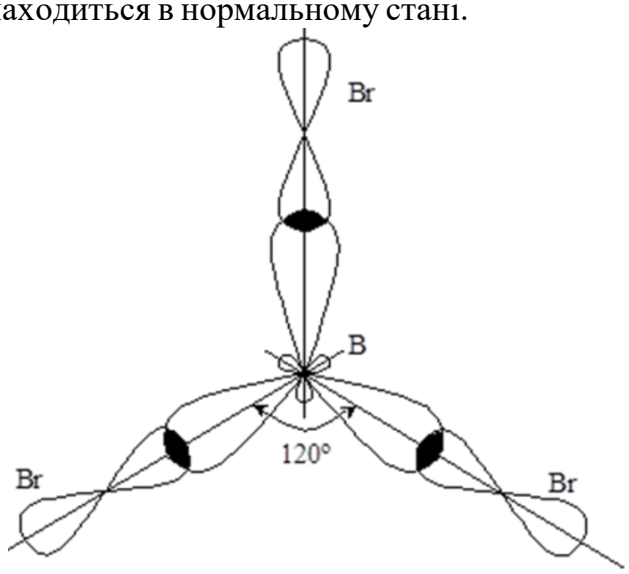
Оскільки всі зв'язки в молекулі BBr_3 рівноцінні, можна констатувати, що вона має симетричну будову, а тип гібридизації атомних орбіталей Бору – sp^2 з валентним кутом 120°.

Валентність Брому і за електронною конфігурацією:

$_{35}Br \ldots 4s^2 4p^5$ $B = I$

і в сполуці дорівнює одиниці, отже, він знаходиться в нормальному стані.

Валентний електрон Брому, що бере участь в утворенні зв'язку, міститься на *p*-атомній орбіталі, яка має форму гантелі. Таким чином, у молекулі BBr_3 реалізуються три σ-зв'язки за обмінним механізмом. Зі схеми видно, що ці три σ-зв'язки утворюються внаслідок перекривання трьох гібридизованих одноелектронних орбіталей атома Бору з одноелектронними *p*-орбіталями трьох атомів Брому. Одна валентна (вільна) *p*-орбіталь атома Бору залишається негібридною, вона не змінює геометричної конфігурації молекули, а тому не показана на малюнку. За рахунок наявності цієї



вільної орбіталі атома Бору можливе подальше утворення не одного хімічного зв'язку, наприклад, за донорно-акцепторним механізмом.

Молекула BBr_3 має площинну конфігурацію з валентними кутами 120°, тому вона симетрична та неполярна ($\vec{\mu}_{BBr_3} = 0$)

в) У нормальному стані атом Карбону двовалентний

$_{6}C \ldots 2s^2 2p^2$ $B = II,$

а в сполуці CCl_4 він чотиривалентний, тобто знаходиться у збудженому стані:

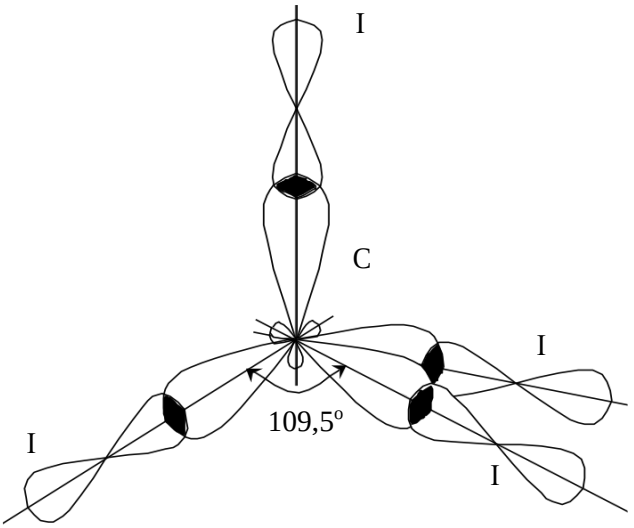
$C^* \ldots 2s^1 2p^3$ $B^* = IV.$

Чотири рівноцінні зв'язки з атомами Йоду потребують sp^3-гібридизації центрального атома з валентними кутами приблизно 109, 5°.

Електронна формула атома Йоду:

$_{53}I \ldots 5s^2 5p^5$ $B = I,$

тобто він знаходиться у нормальному стані. Чотири рівноцінні зв'язки з атомами Йоду потребують sp^3-гібридизації центрального атома з валентними кутами приблизно 109, 5°.Валентний електрон Йоду, що бере участь в утворенні σ-зв'язку за обмінним механізмом, знаходиться на *p*-атомній орбіталі (гантелеподібна форма).Просторово чотири гібридні орбіталі атома Карбону реалізуються в напрямку від центра тетраедра (ядро атома Карбону) до його вершин. Оскільки всі зв'язки в молекулі CCl_4 рівноцінні, вона симетрична і неполярна ($\vec{\mu}_{BBr_3} = 0$)



*Задача 3***.** Визначити типи гібридизації центральних атомів, зобразити геометричні конфігурації: а) молекули амоніаку NH_3; б) молекули води H_2O.

Розв'язання. а) Експериментально встановлено, що молекула амоніаку має пірамідальну геометричну форму, причому неподілена електронна пара (НЕП) атома Нітрогену напрямлена до однієї з вершин тетраедра. Всі зв'язки N–H у цій молекулі є рівноцінними, а валентні кути становлять 107,3°.

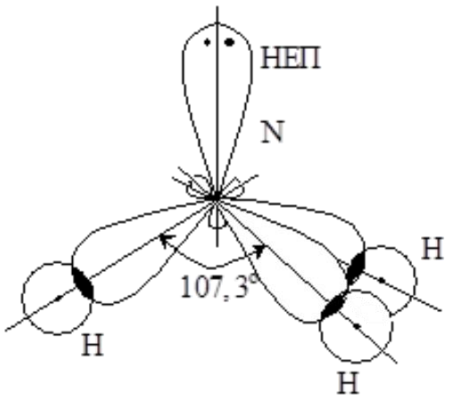
Якщо виходити з електронних формул атомів, що складають молекулу NH_3, хімічні зв'язки можуть бути утворені внаслідок перекривання трьох одноелектронних *p*-орбіталей атома Нітрогену з одноелектронними *s*-орбіталями трьох атомів Гідрогену.

$_7N$ … $2s^2 2p^3$ B = III;
$_1H$ $1s^1$ B = I.

Але в цьому випадку утворюється молекула пірамідальної просторової будови з кутами між зв'язками N–H, близькими до 90°, що не збігаються з експериментальними результатами.

Тому необхідно зробити припущення, що в атомі Нітрогену в момент утворення хімічного зв'язку відбувається sp^3-гібридизація валентних орбіталей. При цьому одна з гібридних орбіталей має неподіленими електронними парами НЕП, а три інші – по одному електрону:

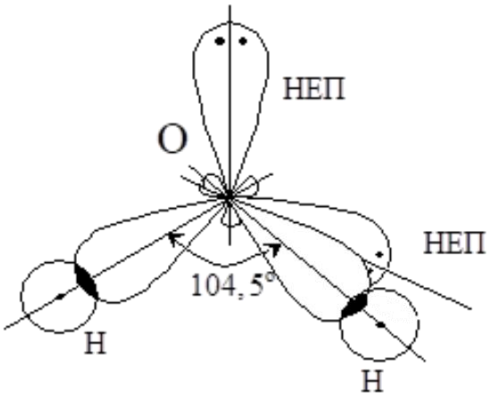
Підсумковий дипольний момент молекули NH_3 відрізняється від нуля $(\vec{\mu}_{NH_3} \neq 0)$, тому молекула амоніаку полярна.



б) У молекулі води також відбувається sp^3-гібридизація атомних орбіталей центрального атома (Оксигену), тому молекула H_2O також має форму тетраедра, але з двома неподіленими електронними парами, напрямленими до вершин тетраедра:

$_8O$ … $2s^2$ $B = 2$;

Отже, дві атомні орбіталі Оксигену утворюють два σ-зв'язки з *s*-орбіталями атомів Гідрогену, а дві інші гібридні орбіталі заповнені неподіленими електронними парами (НЕП).



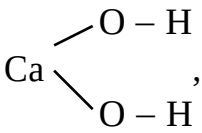
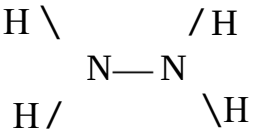
Сумарний дипольний момент молекули H_2O відрізняється від нуля $(\vec{\mu}_{H_2O} \neq 0)$, тобто молекула води також полярна.

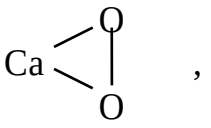
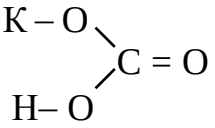
У розглянутих молекулах амоніаку і води атомні орбіталі з неподіленими електронними парами (НЕП) не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку, тобто вони є *незв'язуючими*. *Зв'язуюча* електронна пара знаходиться між двома взаємодіючими атомами і займає менший простір, ніж незв'язуюча. Тому відштовхування незв'язуючої пари проявляється більшою мірою, ніж зв'язуючої. Зменшення валентних кутів у ряді молекул CH_4, NH_3 і H_2O (відповідно 109.5°; 107.3° і 104.5°) обумовлене наявністю та збільшенням кількості незв'язуючих орбіталей центрального атома за однакового типу гібридизації (sp^3).

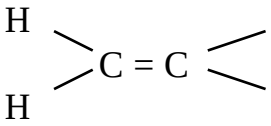
4.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань

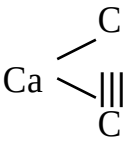
1. Назвіть типи хімічного зв'язку, що реалізується у сполуках, представлених графічними формулами. У випадку ковалентного полярного зв'язку вкажіть напрямок зміщення спільних електронних пар (Табл.В.1).

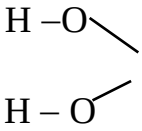
1.1. H – O – O – H , Na – O – Cl=O

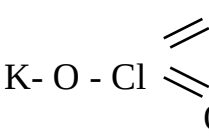
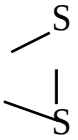
1.2.  , 

1.3.  , 

1.4.  , K – O – H

1.5. K- O - N = O , 

1.6.  , Na – O – O – Na

1.7.  , 

2. Використовуючи значення електронегативностей елементів (Табл.В.1), вкажіть, до якого атома зміщуються спільні електронні пари у молекулах? Підкресліть формулу сполуки з найбільш полярним зв’язком.

2.1. BCl_3, ClF, NF_3
2.2. NO, OF_2, CCl_4
2.3. SCl_4, SO_2, SiH_4
2.4. SCl_2, Cl_2O, SbH_3
2.5. I_2O_7, HI, BN
2.6. NI_3, NO_2, H_2S
2.7. SiH_4, H_2Se, CO_2

3. Використовуючи значення електронегативності елементів (Табл.В.1), визначте тип хімічного зв’язку між наведеними парами атомів. У випадку ковалентного полярного зв’язку вкажіть напрямок зміщення спільної електронної пари.

3.1. H-Cl, Mg-O, C-Cl
3.2. P-H, N-F, Na-Br
3.3. H-Te, Mg-Cl, H-Se
3.4. C-I, Ca-O, I-CI
3.5. S-I, Na-H, S-O
3.6. Cs-Br, S-Cl, C-Br
3.7. K-I, Cl-N, N-Si

4. Використовуючи значення електронегативності елементів (Табл. В.1), вкажіть напрямок зміщення спільної електронної пари при утворенні зв'язку у перерахованих молекулах. Підкресліть формулу сполуки з найбільш полярним зв'язком.

4.1. ICl_3, $SiCl_4$, Cl_2O
4.2. CaH_2, CH_4, AsH_3
4.3. Al_4C_3, CO_2, CF_4
4.4. BN, NBr_3, NO_2
4.5. B_2O_3, B_2H_6, BCl_3
4.6. CF_4, SO_3, Al_2S_3
4.7. Ca_3P_2, P_2O_5, PI_3

5. Складіть електронні формули атомів та наведіть схеми перекривання атомних орбіталей у молекулах. Зробіть висновки щодо геометричної форми та полярності кожної молекули.

5.1. I_2, PI_3, CdI_2
5.2. Cl_2, $PbCl_2$, $GeCl_4$
5.3. HF, H_2Te, SiH_4
5.4. $ZnBr_2$, Br_2, $AsBr_3$
5.5. SCl_2, HCl, CH_3Cl
5.6. SbH_3, $SnCl_4$, HI
5.7. OF_2, F_2, CH_2F_2

6. Складіть електронні формули атомів та наведіть схеми перекривання атомних орбіталей у молекулах. У яких випадках здійснюється гібридизація атомних орбіталей ? Зробіть висновки щодо геометричної форми та полярності кожної молекули.

6.1. $ZnCl_2$, Cl_2, $AsCl_3$
6.2. H_2Se, $TeBr_2$, $CdBr_2$
6.3. NI_3, I_2, ZnI_2
6.4. NH_3, BF_3, NHF_2
6.5. $SnCl_2$, $CdCl_2$, SCl_2
6.6. BBr_3, $AlBr_3$, HBr
6.7. CH_3F, F_2, SnF_4

7. Складіть електронні формули атомів та наведіть схеми перекривання атомних орбіталей у молекулах. Зробіть висновки щодо геометричної форми та полярності молекул.

7.1. PbI_2, CdI_2, HI
7.2. SCl_2, $MgCl_2$,ClF
7.3. AsH_3, $GaBr_3$, HBr
7.4. $AlCl_3$, PCl_3, Cl_2
7.5. CH_3Br, Br_2O, BrCl
7.6. $ZnCl_2$, H_2Se, NH_3
7.7. NCl_3, $GaCl_3$, $PbCl_2$

8. Складіть електронні формули атомів та наведіть схеми перекривання атомних орбіталей у молекулах. У яких із наведених молекул здійснюється однаковий тип гібридизації атомних орбіталей? Зробіть висновок про полярність кожної молекули.

8.1. $BeCl_2$, $CdCl_2$, $SiCl_4$
8.2. CH_2Cl_2, $GeCl_4$, $SeCl_2$
8.5. CH_4, $InCl_3$, $SnCl_4$
8.6. $ZnCl_2$, SCl_2, $CdCl_2$

8.3. BCl_3, H_2O, CH_4 8.7. NH_3, BCl_3 , $CHCl_3$
8.4. $AlBr_3$, $BeBr_2$, $GaBr_3$

9. Вкажіть тип кристалічної решітки наведених речовин, назвіть частинки, що містяться у вузлах решітки, та характер взаємодії між ними. Назвіть властивості цих речовин.

9.1. Пісок, льод, кальцій, натрій карбонат
9.2. Нафталін, магній, натрій хлорид, карборунд SiC
9.3. Цинк, кварц, цукор, кальцій фторид
9.4. Калій сульфат, нікель, силіцій (IУ) оксид, глюкоза
9.5. Карбон(IУ) оксид, бор, мідь, гіпс
9.6. Кремній, натрій гідроксид, срібло, сечовина
9.7. Платина, фруктоза, кальцій оксид , алмаз

10. Вкажіть тип кристалічної решітки наведених речовин, назвіть частинки, що містяться у вузлах решітки, та характер взаємодії між ними. Які властивості цих речовин вам відомі ?

10.1. Кремній, галій хлорид, метан, залізо
10.2. Стронцій нітрат, водень, алюміній, бор
10.3. Аргон, карборунд SiC, літій фторид, нікель
10.4. Кальцій, ,барій сульфат, кисень, алюміній нітрид AlN
10.5. Силіцій (IУ) оксид, магній хлорид, аміак, барій
10.6. Алмаз, магній, натрій бромід, неон
10.7. Бор нітрид , мідь, калій нітрат, азот

11. Назвіть тип кристалічної решітки речовин, які мають зазначені нижче властивості. Наведіть приклади таких речовин.

11.1. а) розчин та розтопи проводять струм, розчиняються у воді;
б) легко випаровуються, погано розчинні у воді
11.2. а) температура топлення ~ 80°С, струм не проводять;
б) температура топлення ~ 3000°С, струм не проводять
11.3. а) дуже тверді, високі температури топлення;
б) крихкі, розтопи проводять струм
11.4. а) леткі, м’які;
б) пластичні, електропровідні
11.5. а) тугоплавкі, струм не проводять;
б) проводять струм, ковкі
11.6. а) розчинні у полярних розчинниках;
б) неелектропровідні, високі температури топлення
11.7. а) легкоплвкі, розчинні у неполярних розчинниках;
б) висока теплопровідність,здатність до механічних деформацій

12. Наведіть властивості вказаних в умові речовин, які дозволяють встановити тип кристалічної решітки. Назвіть частинки, що містяться у вузлах решітки, та характер взаємодії між ними.

12.1. CO_2, LiBr, Na, BN
12.2. MgF_2, C_2H_6, Be, B
12.3. Si, Cr, KNO_3, Xe
12.4. Co, I_2, SiC, K_2CO_3
12.5. $Ca(NO_3)_2$, Si_3N_4, Sr, Br_2
12.6. Fe, KI, SiO_2, CCl_4
12.7. Ge, $FeSO_4$, H_2O, Ag

ТЕМА 5. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

5.1. Короткі теоретичні відомості

Термодинаміка – наука, яка вивчає закони і форми взаємоперетворень теплоти, роботи та різних видів енергії. Хімічна термодинаміка досліджує енергетику фазових і хімічних перетворень та можливий напрямок проходження процесів.

Термодинамічний - процес, що проходить зі зміною хоча б одного параметра стану системи: *ізотермічний (T=const), ізобарний (p=const), ізохорний (V=const), адіабатичний (Q=const).*

Стандартні умови (ст.у.): T=298K, p = 1,013·10^{5}Па.

Внутрішньою енергією U називають повну енергію системи, за винятком потенціальної енергії, що обумовлено положенням системи у просторі, та кінетичної енергії руху системи загалом; тобто внутрішня енергія складається з енергії поступального та обертального руху молекул, енергії внутрішньомолекулярних коливань частинок, які є складниками системи, енергії руху електронів, внутрішньоядерної енергії тощо.

Абсолютне значення внутрішньої енергії речовин визначити неможливо, оскільки не можна перевести систему у стан, позбавлений енергії.

Внутрішня енергія належить до *функцій стану системи,* оскільки її зміна визначається тільки початковим і кінцевим станами системи та не залежить від кількості проміжних стадій процесу:

$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

де ΔU – зміна внутрішньої енергії системи при переході з початкового стану U_1 до кінцевого U_2.

У свою чергу, оскільки *теплота Q* і *робота A* є формами передачі енергії між зовнішнім середовищем і системою (*Q* – за рахунок невпорядкованого

теплового руху мікрочастинок; *А* – за рахунок впорядкованого руху мікрочастинок), вони *належать до певного процесу*, а не до функцій стану системи.

Перший закон термодинаміки говорить про наступне - *Теплота , яка підведена до системи витрачається на зміну (підвищення) її внутрішньої енергії та на виконання корисної роботи*.

В диференційному вигляді математичний вираз закону можна записати так:

$$dQ = dU + A_{корисна}$$

З урахуванням того, що термодинамічний аналіз проводять в ізобарних умовах, тобто за постійного тиску *P*=const, $A_{корисна} = PdV$, робота, яку виконує система (значення зі знаком «мінус»). Трактується як метофізична форма передачі енергії. При розширенні системи робота визначається формулою $\delta A = PdV$. Визначивши розмірність роботи *P* (Н/м^2), *V* (м^3/моль); *PdV* : $\frac{Н}{м^2} \frac{м^3}{моль} = \frac{Н \cdot м}{моль} = \frac{Дж}{моль}$, видно що вона однакова з розмірністю теплоти.

Відповідно провівши заміну отримаємо

$$dQ = dU + PdV$$

Для визначення зміни внутрішньої енергії при переході системи із стану 1 в стан 2 проінтегруємо це рівняння та отримаємо:

$$\int_1^2 dQ = \int_1^2 dU + P\int_1^2 dV$$

$$(Q_2 - Q_1) = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1)$$

Тепер одиниці згрупуємо з одиницями, а двійки з двійками та отримаємо

$$\Delta Q_P = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1),$$

Де ΔQ_P - це ізобарна теплота системи , а суму $U + PV$ позначили як Н, тобто $(U + PV) = H$ та назвали ентальпія системи. Тоді $\Delta Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$, Якщо тепловий ефект реакції відомий

$$4FeO_{(к)} + O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(к)}, \Delta H = -586 \text{ кДж},$$

то таке рівняння називають термохімічним.

Розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних процесів, називають *термохімією*.

Тепловий ефект процесу – це кількість теплоти, яка виділяється або поглинається системою за сталих об'єму або тиску, якщо єдиним видом роботи є робота проти зовнішніх сил.

Причому, температура вихідних речовин і продуктів реакції має бути однаковою. Тепловий ефект процесу залежить від параметрів стану системи, тобто від температури, тиску, об'єму.

При поглинанні тепла (*ендотермічний процес*) зростає внутрішня енергія і ентальпія системи – $\Delta U > 0$, $\Delta H_{\text{х.р}} > 0$.

При виділенні тепла у навколишнє середовище (*екзотермічний процес*) зменшується запас внутрішньої енергії та ентальпія системи зменшується – $\Delta U < 0$, $\Delta H_{\text{х.р}} < 0$. Тому для екзотермічних процесів:

$$Q_p = -\Delta H.$$
$$Q_v = -\Delta U,$$

тоді можна записати: $Q_p = Q_v + p\Delta V$.

З першого закону термодинаміки випливає відкритий у 1841 р. Г.Гессом закон, згідно з яким тепловий ефект хімічної реакції залежить від природи і агрегатного стану вихідних речовин та продуктів реакції, але не залежить від числа та характеру проміжних стадій процесу

Стандартною ентальпією утворення хімічної сполуки $\Delta H^0_{\text{f}}(X)$ називають тепловий ефект реакції утворення 1 моль даної сполуки з простих речовин, які взято в найбільш стійких за стандартних умов модифікаціях, агрегатному і молекулярному станах.

Стандартні ентальпії утворення простих речовин, які за стандартних умов знаходяться у найбільш стійких алотропних модифікаціях, агрегатному і молекулярному станах**,** *умовно прийняті за нульові*.

Тоді, використовуючи закон Гесса, *тепловий ефект хімічного процесу* позначають $\Delta H^0_{\text{х.р}}$ і розраховують за формулою (наслідок цього закону)

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \Sigma(i\Delta H^0_i)_{\text{прод.}} - \Sigma(j\Delta H^0_i)_{\text{вих.}},$$

де ΔH^0_i – ентальпії утворення продуктів реакції та вихідних речовин (наприклад, за стандартних умов);

i, j – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції.

Другий закон термодинаміки формулюють таким чином:

- встановлює існування ентропії,

- в ізольованих системах (системах, які зберігають сталий об'єм і не обмінюються енергією та масою з навколишнім середовищем) довільно відбуваються процеси, які супроводжуються зростанням ентропії.

Ентропія S – це функція стану системи, яка пов'язана з тепловим рухом мікрочастинок речовини та є *кількісною мірою невпорядкованості системи*. Під час нагрівання, випаровування, плавлення, розширення газу, послаблення або розриву зв'язків між атомами ентропія зростатиме, а під час конденсації, кристалізації, полімеризації та зміцнення зв'язків ентропія дещо зменшується.

Фізичний зміст ентропії визначив Больцман:

$$S = k\ln W,$$

k – стала Больцмана ($k = R/N_A = 8{,}31/6{,}022\times10^{23} = 1{,}38\times10^{23}$ Дж/К),

W – термодинамічна ймовірність, що означає кількість мікростанів, якими реалізується даний макростан.

Будь-який довільний процес в *ізольованій системі* прямує до рівноважного стану, в якому ентропія набуває максимального за даних умов значення, тобто

$dS = 0$ – *умова термодинамічної рівноваги в ізольованій системі.*

Математичний вираз другого закону термодинаміки має вигляд:

$$dS \geq \Delta Q / T.$$

Третій закон термодинаміки (або постулат М. Планка, 1911р.): за абсолютного нуля (0 *K*) ентропія ідеального бездефектного кристала дорівнює нулю. Це означає, що є принципова можливість визначити *абсолютні значення ентропій речовин*. Тому стандартна ентропія простих речовин $S^0_{298}(X)$ навіть у найстійкіших за стандартних умов станах і алотропних модифікаціях, на відміну від ентальпії, не дорівнює нулю.

Зміну ентропії у хімічній реакції $\Delta S_{\text{х.р}}$ визначають як різницю сум стандартних ентропій продуктів реакції та вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = \Sigma(iS^0_i)_{\text{прод.}} - \Sigma(jS^0_i)_{\text{вих.}},$$

де S^0_i – стандартний ентропійний запас продуктів реакції та вихідних речовин кількістю 1 моль, Дж/(моль·К);

i, j – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції.

Аналізуючи друге начало термодинаміки, можна зробити такі висновки:

1) тільки в *ізольованій системі* за допомогою ентропії визначають напрям перебігу процесу;

2) у *неізольованих системах* за відповідних умов напрям, стан рівноваги і рушійну силу процесу визначають за термодинамічними потенціалами:

якщо V = const, T = const – за ізохорно-ізотермічним потенціалом F (енергією Гельмгольца);

якщо p = const, T = const – за ізобарно-ізотермічним потенціалом G (енергією Гібса).

Усі термодинамічні потенціали є властивостями системи у будь-яких умовах, але напрям перебігу процесу вони визначають тільки за сталості двох відповідних параметрів.

За поширених *ізобарно-ізотермічних умов* рушійну силу процесу, тобто *вільну енергію Гібса* ΔG, визначають за допомогою двох складових – ентальпійного $|\Delta H|$ та ентропійного $|T\Delta S|$ факторів:

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

де ΔH – тепловий ефект процесу при сталих температурі і тиску;

$T\Delta S$ – *зв'язана енергія*, тобто частина внутрішньої енергії, яку *в ізотермічних умовах* неможливо перетворити на роботу.

Енергією Гібса ΔG називають частину внутрішньої енергії, яку в ізотермічних умовах можна перетворити на роботу. Вона є функцією стану системи.

Максимальна корисна робота процесу дорівнює зменшенню вільної енергії Гібса: $A_к = -\Delta G$. Тобто *довільний перебіг хімічних процесів* відбувається у напрямі зменшення вільної енергії Гібса системи:

- якщо $\Delta G_{х.р} < 0$, в ізотермічних умовах довільне проходження *прямого процесу є принципово можливим*;
- якщо $\Delta G_{х.р} > 0$, за заданих умов довільне *проходження прямої реакції неможливе*, процес відбувається при зміні умов протікання процесу.

Причому, чим менше значення зміни вільної енергії Гіббса, тим повніше вихідні речовини перетворюються на продукти реакції, і тим ближче вона знаходиться до *стану термодинамічної рівноваги* за даних умов, де $\Delta G_{х.р} = 0$, а $\Delta H_{х.р} = T\Delta S_{х.р}$.

Стандартною енергією Гібса утворення сполуки $\Delta G^0_f(X)$ називають зміну вільної енергії Гібса під час утворення 1 моль сполуки з простих речовин, які взято в найбільш стійких за стандартних умов алотропних модифікаціях, агрегатному та молекулярному станах.

Оскільки абсолютне значення вільної енергії Гібса визначити неможливо, *умовно* прийнято, що стандартні ізобарно-ізотермічні потенціали утворення простих речовин, які знаходяться в агрегатному, молекулярному та модифікаційному станах, найбільш стійких за стандартних умов, дорівнюють нулю.

Зміну енергії Гібса у будь-якому хімічному процесі можна визначити як різницю сум стандартних енергій Гібса утворення продуктів реакції і вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta G^0_{х.р} = \Sigma(i\Delta G^0_i)_{прод} - \Sigma(j\Delta G^0_i)_{вих},$$

де ΔG^0_i – стандартна енергія Гібса утворення продуктів реакції і вихідних речовин, кДж/моль; i, j – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції.

Розраховуючи зміну термодинамічних функцій ΔH, ΔS та ΔG у хімічних процесах, потрібно вміти користуватися довідковою літературою, зокрема, термодинамічними таблицями, та звертати увагу *на розмірності термодинамічних величин.*

5.2. Приклади розв'язання типових задач

*Задача 1***.** Напишіть термохімічне рівняння реакції згоряння сірководню H_2S, що супроводжується виділенням 532 кДж теплоти.

Розв'язання**.** Рівняння реакції, у якому біля символів хімічних сполук записують їх агрегатний стан або кристалічну модифікацію, а в правій частині додають значення теплового ефекту реакції, називають *термодинамічним рівнянням.*

Якщо окремо не зазначено, в цих рівняннях вказують значення теплових ефектів за сталого тиску $\Delta H^0_{x.p}$.

У термодинамічних рівняннях можливі як цілі, так і дробові стехіометричні коефіцієнти, а теплові ефекти належать *до тієї кількості вихідних речовин і продуктів реакції, які відповідають наведеному хімічному процесу.*

Термохімічне рівняння заданої реакції:

$$2H_2S_{(г)} + O_{2(г)} = 2S_{(к)} + 2H_2O_{(р)}, \Delta H^0_{x.p} = -532{,}0 \text{ кДж}.$$

З термохімічного рівняння видно, що $\Delta H^0_{x.p} < 0$ (за умовою внаслідок цієї реакції виділяється теплота), тому цей процес є ***екзотермічним*****.**

*Задача 2***.** Реакція горіння метилового спирту відбувається за термодинамічним рівнянням

$$2CH_3OH_{(р)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 4H_2O_{(р)}, \Delta H^0_{x.p} = -1454 \text{ кДж}.$$

Обчисліть стандартну ентальпію утворення метилового спирту $\Delta H^0_{298}(CH_3OH_{(р)})$, якщо відомо стандартні ентальпії утворення решти речовин:

$\Delta H^0_{298}(CO_2) = -393{,}51$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(H_2O_{(р)}) = -285{,}84$ кДж/моль.

Розв'язання. Згідно з першим наслідком закону Гесса):

$$\Delta H^0_{x.p} = 2\Delta H^0_{298}(CO_{2(г)}) + 4\Delta H^0_{298}(H_2O_{(р)}) - 2\Delta H^0_{298}(CH_3OH) - 3\Delta H^0_{298}(O_{2(г)}).$$

У свою чергу, $\Delta H^0_{x.p} = -1454$ кДж, тоді:

$$\Delta H^0_{298}(CH_3OH_{(р)}) = (2\Delta H^0_{298}(CO_{2(г)}) + 4\Delta H^0_{298}(H_2O_{(р)}) - \Delta H^0_{x.p} - 3\Delta H^0_{298}(O_{2(г)}))/2;$$

$$\Delta H^0_{298}(CH_3OH_{(р)}) = (2(-393{,}51) + 3(-285{,}84) + 1454 - 0)/2 = -239 \text{ (кДж/моль)}.$$

Звідси стандартна ентальпія утворення метилового спирту:

$$\Delta H^0_{298}(CH_3OH) = -239 \text{ кДж/моль},$$

а *термодинамічне рівняння утворення метилового спирту* матиме вигляд

$$C_{\text{графіт}} + 2H_{2(г)} + 1/2O_2 = 1 \text{ моль } CH_3OH_{(р)}, \Delta H^0_{x.p} = -239 \text{ кДж/моль}.$$

*Задача 3***.** Яка кількість теплоти буде виділятися у процесі взаємодії 67,2 л водню та азоту з утворенням амоніаку, якщо стандартна ентальпія утворення амоніаку дорівнює

$$\Delta H^0_{298}(NH_3) = -46 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання**.** Оскільки стандартна ентальпія утворення $\Delta H^0_{298}(NH_3)$ дорівнює тепловому ефекту $\Delta H^0_{x.p.}$ реакції утворення складної речовини NH_3 із простих речовин за означенням, то записуємо термодинамічне рівняння реакції:

$$1/2N_{2(г)} + 3/2H_{2\,(г)} = 1 \text{ моль } NH_{3\,(г)}, \Delta H^0_{x.p} = -46 \text{ кДж/моль}$$

Розраховуємо кількість теплоти, що буде виділятися у процесі взаємодії 67,2 л водню з азотом

33,6л водню (1,5 моль) виділяється 46 кДж;

67,2л ——— *x* кДж;

$$x = (67{,}2 \cdot 46)/33{,}6 = 92 \text{ (кДж)}.$$

*Задача 4***.** Розрахувати теплоємність газу SO_3 за температури 350К.

Розв'язання. Згідно з таблицею a = 57,32 Дж/моль·К

$b = 26{,}86 \cdot 10^{-3}$ Дж/моль·К^2

$c' = -13{,}05 \cdot 10^5$ Дж·К/моль

$C_p^{350}(SO_3) = 57{,}32 + 26{,}86 \cdot 10^{-3} \cdot 350 - 13{,}05 \cdot 10^5 \cdot 350^{-2} = 56,\ 068$ Дж/моль·К.

*Задача 5***.** Розрахувати зміну теплоємності при проходженні реакції

$$4FeO_{(к)} + O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(к)}$$

Розв'язання. Виписуємо із таблиці значення теплоємностей речовин

$C_p^0(Fe_2O_{3(к)}) = 103{,}7$ Дж/моль·К;

$C_p^0(FeO_{(к)}) = 48{,}12$ Дж/моль·К;

$C_p^0(O_{2(г)}) = 29{,}36$ Дж/моль·К.

$\Delta C_{p\ x.p.}^0 = 2C_p^0(Fe_2O_{3(к)}) - (C_p^0(O_{2(г)}) + 4C_p^0(FeO_{(к)}) = 2 \cdot 103{,}7 - 29{,}36 - 4 \cdot 48{,}12 =$

$= -14{,}44$ Дж/моль·К.

Задача 6. Який стан речовини характеризується більшим значенням ентропії: 1 моль кристалічної, 1 моль рідкої речовини або 1 моль її пари за тієї ж температури?

Розв'язання. У кристалі частинки речовини знаходяться в найбільш упорядкованому стані, вони сильно обмежені у своєму русі. Для рідин також є певні обмеження руху частинок, для газів же обмежень не існує.

Отже, 1 моль газу має набагато більший об'єм, ніж 1 моль рідкої та 1 моль кристалічної речовини. Крім того, можливість хаотичного руху молекул газу набагато більша.

Оскільки *ентропія* – це кількісна міра невпорядкованості системи та хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то за однакової температури ентропія 1 моль пари більша за ентропію 1 моль рідкої та 1 моль кристалічної модифікації.

У загальному випадку $S_{(г)} >> S_{(р)} > S_{(к)}$.

*Задача 7***.** Поясніть, як змінюється ентропія при проходженні реакції (без розрахунків):

$$2Be_{(к)} + O_{2(г)} = 2BeO_{(к)},\ \Delta H^0_{x.p} = -1197{,}4 \text{ кДж}.$$

Розв'язання**.** Визначимо знак зміни стандартної ентропії в реакції, якщо вважаємо, що зміна ентропії головним чином залежить від зміни кількості молів тільки газоподібних речовин.

Серед вихідних речовин 1 моль газу, а серед продуктів реакції – жодного. Тому за формулою

$$\Delta n_{x.p} = (\Sigma\ n_i)_{\text{прод}} - (\Sigma\ n_i)_{\text{вих}}.$$

зміна кількості молів газів у процесі дорівнює: $\Delta n_{x.p} = 0 - 1 = -1$(моль).

Оскільки $\Delta n_{x.p} < 0$, *невпорядкованість системи* дещо зменшується, а тому ентропія також *зменшується* (отже, $\Delta S^0_{x.p} < 0$).

Таблиця 5.1

Вплив температури на можливий напрямок проходження ізобарно- ізотермічного процесу

	$\Delta H^0_{x.p}$	$\Delta S^0_{x.p}$	$\Delta G^0_{x.p}$	Можливий напрямок проходження процесу
1	< 0	>0	< 0	Реакція за будь-яких температур проходить у **прямому** напрямку, тобто є необоротною
2	>0	< 0	>0	За будь-яких температур проходить **зворотна** реакція, тобто реакція необоротна
3	< 0	< 0	< 0 або >0	Реакція – оборотна. Низькі температури сприяють проходженню прямої реакції, а високі температури – зворотної реакції
4	>0	>0	< 0 або >0	Реакція – оборотна. Низькі температури сприяють проходженню зворотної реакції, а високі температури – прямої реакції

*Задача 8***.** Обчисліть:

а) тепловий ефект; б) зміну ентропії за стандартних умов;

в) зміну енергії Гібса за стандартних умов і при температурі 500 К для хімічної реакції $6Fe_2O_{3\,(к)} = 4Fe_3O_{4\,(к)} + O_{2\,(г)}$.

Розв'язання. У довіднику фізико-хімічних величин знаходимо табличні значення термодинамічних даних:

- стандартних ентальпій утворення речовин:

$\Delta H^0_{298}(Fe_2O_{3\,(к)}) = -822{,}7$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(Fe_3O_{4\,(к)}) = -1117{,}9$ кДж/моль;

- стандартних ентропій речовин:

$S^0_{298}(O_{2(г)}) = 205{,}03$ Дж/(моль·К); $S^0_{298}(Fe_2O_{3\,(к)}) = 87{,}5$ Дж/(моль·К);

$S^0_{298}(Fe_3O_{4\,(к)}) = 146{,}3$ Дж/(моль·К);

- стандартних енергій Гібса утворення речовин:

$\Delta G^0_{298}(Fe_2O_{3(к.)}) = -740{,}8$ кДж/моль; $\Delta G^0_{298}(Fe_3O_{4(к.)}) = -1014{,}8$ кДж/моль;

а) стандартний тепловий ефект реакції розраховуємо:

$$\Delta H^0_{x.p} = 4\Delta H^0_{298}(Fe_3O_{4(к)}) + \Delta H^0_{298}(O_{2(г)}) - 6\Delta H^0_{298}(Fe_2O_{3(к)});$$

$$\Delta H^0_{x.p} = 4(-1117{,}9) + 0 - 6(-822{,}7) = 464{,}6 \text{ (кДж)};$$

б) стандартну зміну ентропії у реакції розраховуємо :

$$\Delta S^0_{x.p} = 4S^0_{298}(Fe_3O_{4(к)}) + S^0_{298}(O_{2(г)}) - 6S^0_{298}(Fe_2O_{3(к)});$$

$$\Delta S^0_{x.p} = 4 \cdot 146{,}3 + 205{,}03 - 6 \cdot 87{,}5 = 265{,}23 \text{ (Дж/К)};$$

в) зміну енергії Гібса у заданому процесі за стандартних умов можна визначити двома способами. По-перше:

$\Delta G^0_{x.p} = 4\Delta G^0_{298}(Fe_3O_{4(к)}) + \Delta G^0_{298}(O_{2(г)}) - 6\Delta G^0_{298}(Fe_2O_{3(к)})$;

$\Delta G^0_{x.p} = 4(-1014{,}8) + 0 - 6(-740{,}8) = -4059{,}2 + 4444{,}8 = 385{,}6$ (кДж).

По-друге, знаючи значення $\Delta H^0_{x.p}$ і $\Delta S^0_{x.p}$ при певній температурі за формулою :

$$\Delta G^0_{x.p} = \Delta H^0_{x.p} - T\Delta S^0_{x.p};$$

$\Delta G^0_{x.p} = 464{,}6 - 298 \cdot 265{,}23 \cdot 10^{-3} = 464{,}6 - 79{,}04 = 385{,}56$ (кДж)

При розрахунку зміни енергії Гібса у заданому процесі при $T = 500$ К, то вважатимемо, що $\Delta H^0_{x.p\ 500} \approx \Delta H^0_{x.p\ 298}$ та $\Delta S^0_{x.p\ 500} \approx \Delta S^0_{x.p\ 298.}$ Тоді

$\Delta G_{x.p} = 464{,}6 - 500 \cdot 265{,}23 \cdot 10^{-3} = 464{,}6 - 132{,}62 = 331{,}98$ (кДж).

5.3. Задачі для виконання індивідуальних домашніх завдань

1.Використовуючи дані таблиці Г.1, складіть термохімічне рівняння реакції утворення наведеної в умові хімічної сполуки з простих речовин. Яка кількість енергії виділяється або поглинається, якщо внаслідок реакції утворюється:

1.1. 9г H_2O
1.2. 5,6 л NO
1.3. 0,2 моль SO_3
1.4. 64 г HI
1.5. 11,2 л PCl_5
1.6. 4 моль Fe_2O_3
1.7. 13,6 г BF_3

2. Складіть рівняння реакції утворення відповідних хімічних сполук з простих речовин, зазначених в умові. Розрахуйте стандартну ентальпію утворення хімічної сполуки, якщо відомо:

2.1. під час взаємодії кисню з цинком масою 327 г виділяється кількість енергії 1745 кДж

2.2. внаслідок взаємодії 112 л азоту з воднем з утворенням аміаку NH_3 виділяється кількість енергії 460 кДж

2.3. в результаті окиснення 1040 г хрому утворюється хром(III) оксид і виділяється кількість енергії 11410 кДж

2.4. внаслідок взаємодії 5 моль кисню з азотом з утворенням нітроген(I) оксиду N_2O поглинається кількість енергії 820 кДж

2.5. в результаті взаємодії 67,2 л хлору з алюмінієм виділяється кількість енергії 1396 кДж

2.6. під час згоряння 8 моль фосфору утворюється оксид фосфору з вищою валентністю та виділяється кількість енергії 6024 кДж

2.7. внаслідок взаємодії 0,25 моль кисню з міддю з утворенням купрум(II) оксиду виділяється 82,5 кДж

3. Використовуючи дані таблиці Г.1, складіть термохімічне рівняння розкладу хімічної сполуки на прості речовини. Розрахуйте масу сполуки, якщо

під час її розкладу виділяється або поглинається зазначена в умові кількість енергії:

3.1. PCl_5; 74 кДж
3.2. SbH_3; 72,5 кДж
3.3. Cu_2S; 164 кДж
3.4. Cl_2O; 304 кДж
3.5. As_2O_5; 9180 кДж
3.6. HI; 78 кДж
3.7.SnO; 858 кДж

4. Використовуючи дані таблиці Г.1, складіть термохімічне рівняння реакції утворення наведеної в умові хімічної сполуки з простих речовин. Яка кількість енергії виділяється або поглинається, якщо внаслідок реакції утворюється:

4.1. 44,8 л NO_2
4.2. 0,1 моль Cu_2O
4.3. 2,24 л HBr
4.4. 10 моль AgCl
4.5. 650 г $FeCl_3$
4.6. 8,96 л ClO_2
4.7.306 г Al_2O_3

5. Складіть рівняння реакції згоряння наведеного в умові газу. Використовуючи дані таблиці Г.1 розрахуйте тепловий ефект цієї реакції. Екзо- чи ендотермічною є реакція ?

5.1. C_4H_{10}
5.2. C_2H_2
5.3. C_2H_4
5.4. C_2H_6
5.5. C_3H_6
5.6. CH_4
5.7. H_2S

6. Виходячи з термохімічного рівняння наведеної в умові реакції та даних таблиці Г.1, розрахуйте стандартну ентальпію утворення хімічної сполуки, що підкреслена. Екзо- чи ендотермічною є реакція ?

6.1. $\underline{NH_4NO_{2(тв)}} = N_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -316$ кДж
6.2. $\underline{SiO_{2(тв)}} + 2\,Mg_{(тв)} = 2\,MgO_{(тв)} + Si_{(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -343$ кДж
6.3. $2\underline{Na_2SO_3}_{(тв)} + O_{2(г)} = 2\,Na_2SO_{4(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -588$ кДж
6.4. $2SnO_{(тв)} + O_{2(г)} = 2\underline{SnO_2}_{(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -590$ кДж
6.5. $2\,\underline{Mn_3O_4}_{(тв)} = 6MnO_{(тв)} + O_{2(г)}$, $\Delta H^0_{х.р} = 464$ кДж
6 .6. $4\,\underline{FeO}_{(тв)} + O_{2\,(г)} = 2\,Fe_2O_{3(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -586$ кДж
6.7. $2Na_2O_{2\,(тв)} + 2CO_{2(г)} = O_{2(г)} + 2\underline{Na_2CO_3}_{\,(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -448$ кДж

7. Доберіть коефіцієнти в рівнянні реакції та розрахуйте її тепловий ефект, користуючись даними таблиці Г.1. Екзо- чи ендотермічною є реакція ?

7.1. $Mg_{(тв)} + Al_2O_{3(тв)} \rightarrow MgO_{(тв)} + Al_{(тв)}$
7.2. $H_2S_{(г)} + O_{2гГ)} \rightarrow S_{(тв)} + H_2O_{(р)}$
7.3. $KClO_{3(тв)} \rightarrow KCl_{(тв)} + O_{2(г)}$
7.4. $Fe_2O_{3(ті)} + H_{2(г)} \rightarrow Fe_{(тв)} + H_2O_{(р)}$

7.5. $CH_3OH_{(р)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + H_2O_{(р)}$

7.6. $Na_2O_{2(тв)} \rightarrow Na_2O_{(тв)} + O_{2\,(г)}$

7.7. $AgNO_{3(тв)} \rightarrow Ag_{(тв)} + NO_{2\,(г)} + O_{2\,(г)}$

8. Виходячи з термохімічного рівняння наведеної в умові реакції та даних таблиці Г.1, розрахуйте стандартну ентальпію утворення хімічної сполуки, що підкреслена. Екзо- чи ендотермічною є реакція ?

8.1. $4\,\underline{NH_3}_{(Г)} + 3O_{2(Г)} = 2\,N_{2(Г)} = 6\,H_2O_{(р)},\ \Delta H^0_{х.р} = -1532$ кДж

8.2. $\underline{SiCl_4}_{(р)} + 2H_{2(Г)} = Si_{(К)} + 4\,HCl_{(Г)},\ \Delta H^0_{х.р} = 303$ кДж

8.3. Сграфіт $+\ CO_{2(Г)} = 2\underline{CO}_{(Г)},\ \Delta H^0_{х.р} = 174$ кДж

8.4. $2KNO_{3(К)} = 2\underline{KNO_2}_{(К)} + O_{2(Г)},\ \Delta H^0_{х.р} = 246$ кДж

8.5. $\underline{Cr_2O_3}_{(К)} + 3Mg_{(К)} = 3MgO_{(К)} + 2\,Cr_{(К)},\ \Delta H^0_{х.р} = -662$ кДж

8.6. $\underline{CS_2}_{(Г)} + 2O_{2(Г)} = CO_{2(Г)} + 2SO_{2(Г)},\ \Delta H^0_{х.р} = -1103$ кДж

8.7. $2\underline{FeO}_{(К)} + Ti_{(К)} = 2Fe_{(К)} + TiO_{2(К)},\ \Delta H^0_{х.р} = -416$ кДж

9. Не виконуючи обчислень, визначте, як змінюється ентропія наведеної в умові реакції. Підтвердіть правильність висновку розрахунком (табл.Г.2). Аналізуючи рівняння, яке зв'язує зміни енергії Гібса, ентальпії та ентропії:

9.1. поясніть, чому не відбувається за стандартних умов ендотермічна реакція: $C_{\text{графіт}} + H_2O_{(г)} = CO_{(г)} + H_{2(г)}$

9.2. поясніть, чому ця реакція є необоротною:

$$2KClO_{3(тв)} = 2KCl_{(тв)} + 3O_{2вГ)},\ \Delta H^0_{х.р} < 0$$

9.3. поясніть, чому не відбувається за стандартних умов екзо- термічна реакція:

$$H_{2(г)} + CO_{2(г)} = CO_{(г)} + H_2O_{(р)}$$

9.4. визначте, виділенням чи поглинанням енергії супроводжується реакція:

$$CO_{(г)} + 2H_{2(г)} = CH_3OH_{(р)}$$

9.5. визначте, як змінюється ентальпія реакції, яка відбувається довільно:

$$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$$

9.6. визначте, екзо- чи ендотермічною є реакція, яка відбувається довільно:

$$2NH_{3(г)} + H_2SO_{4(р)} = (NH_4)_2SO_{4(тв)}$$

9.7. визначте, абсолютна величина якого фактору більше : ентальпійного ΔH чи ентропійного $T\Delta S$ - для реакції, яка відбувається довільно:

$$N_2O_{4(г)} = 2NO_{2(г),}\ \Delta H^0_{х.р} > 0$$

10. Використовуючи дані табл.Г.2, розрахуйте значення $\Delta G^0_{х.р}$ наведених в умові реакцій та зробіть висновки про можливість їх перебігу за стандартних умов. Обчисліть значення $\Delta S^0_{х.р.}$ (табл.Г.3) тієї реакції, яка за стандартних умов відбувається довільно. Аналізуючи рівняння, що зв'язує зміни енергії Гібса, ентальпії та ентропії, визначте, які температури: високі чи низькі – сприятимуть перебігу цієї реакції.

10.1. а) $2NH_{3(г)} = N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$

б) $4NH_{3(г)} + 3O_{2(г)} = 2N_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$

10.2. а) $6C_{\text{графіт}} + 3H_{2(г)} = C_6H_{6(г)}$

б) $3C_2H_{2(г)} = C_6H_{6(г)}$

10.3. а) $C_{\text{графіт}} + 2S_{(тв)} = CS_{2(г)}$

б) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$

10.4. а) $C_2H_{4(г)} + H_{2(г)} = C_2H_{6(г)}$

б) $2C_{\text{графіт}} + 2H_{2(г)} = C_2H_{4(г)}$

10.5. а) $2N_{2(г)} + O_{2\,(г)} = 2N_2O_{(г)}$

б) $2N_2O_{(г)} + C_{\text{графіт}} = 2N_{2(г)} + CO_{2\,(г)}$

10.6. а) $H_2O_{2(р)} = H_{2(г)} + O_{2(г)}$

б) $2H_2O_{2(р)} = 2\,H_2O_{(р)} + O_{2(г)}$

10.7. а) $CH_{4(г)} = C_{\text{графіт}} + 2\,H_{2(г)}$

б) $C_2H_{2(г)} + 3\,H_{2(г)} = 2\,CH_{4(г)}$

11. Використовуючи дані таблиці Г.2, розрахуйте значення $\Delta G^0_{х.р.}$ наведеної в умові реакції та визначте напрямок її перебігу. Не використовуючи обчислень, визначте, як змінюється ентропія реакції в обраному Вами напрямку та підтвердіть відповідь розрахунком $\Delta S^0_{х.р.}$ (табл.Г.3). Аналізуючи рівняння, яке зв'язує зміни енергії Гібса, ентальпії та ентропії, зробіть висновок, чи буде підвищення температури сприяти перебігу реакції в цьому напрямку.

11.1 $C_{\text{графіт}} + H_2O_{(р)} = CO_{(г)} + H_{2(г)}$

11.2. $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{\,(тв)}$

11.3. $2KNO_{3(тв)} = 2KNO_{2(тв)} + O_{2(г)}$

11.4. $4NO_{2(г)} + 2H_2O_{(р)} + O_{2(г)} = 4HNO_{3(р)}$

11.5. $CO_{2(г)} + H_{2(Г)} = CO_{(Г)} + H_2O_{(Р)}$

11.6. $4NH_{3(Г)} + 5O_{2(г)} = 4NO_{(г)} + 6H_2O_{(г)}$

11.7. $CO_{2(г)} + 2Ca_{(тв)} = 2CaO_{(тв)} + C_{\text{графіт}}$

12. Використовуючи дані табл.Г.2, підтвердіть можливість перебігу за стандартних умов реакції, термохімічне рівняння якої наведено. Розрахуйте зміну ентропії цієї реакції, використовуючи співвідношення між змінами енергії Гібса, ентальпії та ентропії. Зробіть висновок, чи сприяє підвищення температури перебігу реакції.

12.1. $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, $\Delta H^0_{х.р.} = -42$ кДж

12.2. $CuO_{(тв)} + H_{2(г)} = Cu_{(Ктв)} + H_2O_{(г)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -77$ кДж

12.3. $3Fe_{(тв)} + 4H_2O_{(г)} = Fe_3O_{4(тв)} + 4H_{2(г)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -68$ кДж

12.4. $Fe_2O_{3(тв)} + 3Mg_{(тв)} = 3MgO_{(тв)} + 2Fe_{(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -982$ кДж

12.5. $FeO_{(тв)} + CO_{(г)} = Fe_{(тв)} + CO_{2(г)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -20$ кДж

12.6. $CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -803$ кДж

12.7. $3FeO_{(тв)} + 2Al_{(тв)} = 3Fe_{(тв)} + Al_2O_{3(тв)}$, $\Delta H^0_{х.р} = -883$ кДж

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Іванюк О.В. Начальний посібник «Обмінні та окисно-відновні процеси у розчинах».– К.:КПІ.– 2017.– 126 с.
2. Розділи загальної хімії. Рейтер Л.Г.,Степаненко О.М.-К.:Каравела, 2007, 250 с.
3. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Підручник. 4-е вид. / Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. — К.: Каравела, 2013. — 304 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : [підруч. для студ. вищ. навч. закладів: У 2-х ч. — Ч. І] / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. — К.: Пед. преса, 2002. — 520 с.: іл.
5. Загальна хімія: Підручник/ В.В.Григор’єва, В.В.Самійленко, А.М. Сич, О.А.Голуб; З ред.. О.А.Голуба.- К.: Вища шк., 2009 – 471 с.: іл.
6. Хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів/ [Шульгін В.Ф., Слободяник М.С., Павленко В.О. та ін.]. – Харків: Фоліо, 2014. – 958с.: іл.
7. А.М. Герасенкова. Хімія: навч.посіб./ А.М. Герасенкова, О.М. Князєва, А.В. Підгорний// К.: НТУУ «КПІ», 2012.– 76с.

ДОДАТОК А

Таблиця А.1. Періодична таблиця Д.І. Менделєєва

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОДИ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H 1,0079 Гідроген Водень							2 He 4,0026 Гелій
2	3 Li 6,941 Літій	4 Be 9,0122 Берилій	5 B 10,811 Бор	6 C 12,011 Карбон Вуглець	7 N 14,007 Нітроген Азот	8 O 15,999 Оксиген Кисень	9 F 18,998 Флуор Фтор	10 Ne 20,179 Неон
3	11 Na 22,990 Натрій	12 Mg 24,305 Магній	13 Al 26,982 Алюміній	14 Si 28,086 Силіцій	15 P 30,974 Фосфор	16 S 32,066 Сульфур Сірка	17 Cl 35,453 Хлор	18 Ar 39,948 Аргон
4	19 K 39,098 Калій	20 Ca 40,078 Кальцій	21 Sc 44,956 Сканій	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,942 Ванадій	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Манган	26 Fe 55,847 Ферум Залізо
	29 Cu 63,546 Купрум Мідь	30 Zn 65,39 Цинк	31 Ga 69,723 Галій	32 Ge 72,59 Германій	33 As 74,922 Арсен	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,80 Криптон
5	37 Rb 85,468 Рубідій	38 Sr 87,62 Стронцій	39 Y 88,906 Ітрій	40 Zr 91,224 Цирконій	41 Nb 92,906 Ніобій	42 Mo 95,94 Молібден	43 Tc [99] Технецій	44 Ru 101,07 Рутеній
	47 Ag 107,87 Аргентум Срібло	48 Cd 112,41 Кадмій	49 In 114,82 Індій	50 Sn 118,71 Станум Олово, цина	51 Sb 121,75 Стибій	52 Te 127,60 Телур	53 I 126,90 Іод Йод	54 Xe 131,29 Ксенон
6	55 Cs 132,91 Цезій	56 Ba 137,33 Барій	57 *La 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафній	73 Ta 180,95 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,21 Реній	76 Os 190,2 Осмій
	79 Au 196,97 Аурум Золото	80 Hg 200,59 Меркурій Ртуть	81 Tl 204,38 Талій	82 Pb 207,2 Плюмбум Свинець, олово	83 Bi 208,98 Бісмут	84 Po [209] Полоній	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон
7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226,03 Радій	89 **Ac [227] Актиній	104 Db [261] Дубній	105 Jl [262] Джоліотій	106 Rf [263] Резерфордій	107 Bh [262] Борій	108 Hn [265] Ганій
								109 Mt [266] Майтнерій
								110 Uun Унунпій

*лантаноїди	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,91 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадолініій	65 Tb 158,93 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Тербій	71 Lu 174,97 Лютецій
**актиноїди	90 Th 232,04 Торій	91 Pa [231] Протактиній	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Корій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделєвій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій

ДОДОТОК Б

Таблиця Б.1. Розчинність кислот, основ та солей у воді
(р - розчиняється, н - не розчиняється, м - мало розчиняється, «-» - не існує або розкладається водою)

Йони	HO^-	NO_3^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	PO_4^{3-}	CH_3COO^-
H^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag^+	–	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Ca^{2+}	Р	Р	Р	Р	Р	–	Н	М	Н	Н	Н	Р
Mg^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	–	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Zn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Cu^{2+}	Н	Р	Р	Р	–	Н	–	Р	–	Н	Н	Р
Hg^+	–	Р	Р	М	Н	Н	Н	Р	–	–	Н	Р
Pb^{2+}	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Sn^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	–	Р	–	–	Н	Р
Ni^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	–	Н	Р
Cd^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	–	Н	Р
Co^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	–	Н	Р
Fe^{2+}	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Н	Р	Р	Р	–	–	–	Р	–	Н	Н	Р
Al^{3+}	Н	Р	Р	Р	Р	–	–	Р	–	Н	Н	Р
Cr^{3+}	Н	Р	Р	Р	Р	–	–	Р	–	–	Н	Р

ДОДАТОК В

Таблиця В.1. Значення відносних електронегативностей елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,10							He –		
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne –		
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar –		
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,00		
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,60		
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2		
7	Fr 0,79	Ra 0,9	Ac** 1,1	Rf –	Db –	Sg –	Bh –	Hs –	Mt –	Ds –
	Rg –	Cn –	Nh –	Fl –	Mc –	Lv –	Ts –	Og –		

*Лантаноїди													
Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,1	Lu 1,27
**Актиноїди													
Th 1,3	Pa 1,5	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,13	Cm 1,28	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr 1,3

ДОДАТОК Г

Таблиця Г.1. Стандартні ентальпії утворення ΔH^0_f деяких речовин

Речовина	ΔH^0_f, кДж/моль	Речовина	ΔH^0_f, кДж/моль
$AgCl_{(тв)}$	-127	$HBr_{(г)}$	-36
$AgNO_{3(тв)}$	-121	$HCl_{(г)}$	-92
$Al_2O_{3(тв)}$	-1675	$HI_{(г)}$	26
$As_2O_{5(тв)}$	-918	$H_2O_{(р)}$	-286
$BF_{3(г)}$	-1110	$H_2S_{(г)}$	-20
$SbH_{3(г)}$	145	$KCl_{(тв)}$	-436
$CH_{4(г)}$	-75	$KClO_{3(тв)}$	-391
$C_2H_{2(г)}$	227	$KI_{(тв)}$	-328
$C_2H_{4(г)}$	52	$KNO_{3(тв)}$	-493
$C_2H_{6(г)}$	-85	$MgO_{(тв)}$	-601
$C_3H_{6(г)}$	20	$MnO_{(тв)}$	-385
$C_4H_{10(г)}$	-125	$NO_{(тв)}$	90
$CH_3OH_{(р)}$	-239	$NO_{2(тв)}$	34
$CO_{2(г)}$	-394	$Na_2O_{(тв)}$	-431
$CaO_{(тв)}$	-635	$Na_2O_{2(тв)}$	-511
$Cl_2O_{(г)}$	76	$Na_2SO_{4(тв)}$	-1384
$ClO_{2(г)}$	105	$PCl_{5(г)}$	-370
$CrO_{3(тв)}$	-595	$SO_{2(г)}$	-297
$Cu_2O_{(тв)}$	-167	$SO_{3гГ)}$	-395
$Cu_2S_{(тв)}$	-82	$SnO_{(тв)}$	-286
$Fe_2O_{3(К)}$	-821	$TiO_{2(тв)}$	-944
$FeCl_{3(тв)}$	-391		

Таблиця Г.2. Стандартні енергії Гіббса утворення ΔG^0_f деяких речовин

Речовина	ΔG^0_f, кДж/моль	Речовина	ΔG^0_f, кДж/моль
1	2	3	4
$Al_2O_{3(тв)}$	-1582	$HCl_{(г)}$	-95
$CH_{4(г)}$	-51	$H_2O_{(г)}$	-229
$C_2H_{2(г)}$	209	$H_2O_{(р)}$	-238
$C_2H_{4(г)}$	68	$H_2O_{2(р)}$	-118
$C_2H_{6(г)}$	-33	$HNO_{3(р)}$	- 81
$C_6H_{6(г)}$	124	$KNO_{2(тв)}$	-282
$CO_{(г)}$	-137	$KNO_{3(тв)}$	-393
$CO_{2(г)}$	-394	$MgO_{(тв)}$	-570
$CS_{2(г)}$	65	$NH_{3(г)}$	-17
$CaO_{(тв)}$	-604	$NH_4Cl_{(тв)}$	-203
$CuO_{(тв)}$	-127	$NO_{(г)}$	87
$FeO_{(тв)}$	-244	$NO_{2(г)}$	52
$Fe_2O_{3(тв)}$	-740	$N_2O_{(г)}$	104
$Fe_3O_{4(тв)}$	-1014		

Таблиця Г.3. Стандартні ентропії S^0_f деяких речовин Дж/(К·моль)

Речовина	S^0_f, Дж/(К·моль)	Речовина	S^0_f, Дж/(К·моль)
$C_{графіт}$	5,7	$Cl_{2(г)}$	223
$CH_{4(Г)}$	186	$HNO_{3(Р)}$	156
$C_2H_{4(Г)}$	219	$KCl_{(тв)}$	83
$C_2H_{6(Г)}$	230	$KClO_{3(тв)}$	143
$C_2H_{2(Г)}$	200	$KNO_{2(тв)}$	117
$C_6H_{6(Г)}$	125	$KNO_{3(тв)}$	133
$CO_{(Г)}$	198	$N_{2(Г)}$	192
$CO_{2(Г)}$	214	$NH_{3(Г)}$	193
$CH_3OH_{(Р)}$	127	$NH_4Cl_{(тв)}$	95
$Ca_{(тв)}$	42	$NO_{(Г)}$	210
$CaO_{(тв)}$	40	$NO_{2(Г)}$	240
$H_{2(Г)}$	131	$N_2O_{(Г)}$	220
$HCl_{(Г)}$	187	$N_2O_{4(Г)}$	304
$H_2O_{(Г)}$	189	$O_{2(Г)}$	205
$H_2O_{(Р)}$	70	$H_2SO_{4(Р)}$	157
$H_2O_{2(Р)}$	106	$(NH_4)_2SO_{4(тв)}$	220

ДОДАТОК Д

Таблиця Д .1. Константи дисоціації деяких електролітів при 25°С

Елетроліт	Формула	K_1	K_2	K_3
Нітритна кислота	HNO_2	$4{,}0\cdot10^{-4}$		
Силікатна кислота	H_2SiO_3	$2{,}2\cdot10^{-10}$	$1{,}6\cdot10^{-12}$	
Сульфітна кислота	H_2SO_3	$1{,}6\cdot10^{-2}$	$6{,}3\cdot10^{-8}$	
Сульфідна кислота	H_2S	$6{,}0\cdot10^{-8}$	$1{,}0\cdot10^{-14}$	
Флуоридна кислота	HF	6,6·10-4		
Ціановодень	HCN	$7{,}9\cdot10^{-10}$		
Карбонатна кислота	H_2CO_3	$4{,}5\cdot10^{-7}$	$4{,}7\cdot10^{-11}$	
Ацетатна кислота	CH_3COOH	$1{,}8\cdot10^{-5}$		
Хлоратна(I) кислота	HClO	$5{,}8\cdot10^{-8}$		
Фосфатна кислота	H_3PO_4	$7{,}5\cdot10^{-3}$	$6{,}3\cdot10^{-8}$	$1{,}3\cdot10^{-12}$
Вода	H_2O	$1{,}8\cdot10^{-16}$		
Амоній гідроксид	NH_4OH	$1{,}8\cdot10^{-5}$		
Цинк гідроксид	$Zn(OH)_2$	$4{,}4\cdot10^{-5}$	$1{,}5\cdot10^{-9}$	
Купрум гідроксид	$Cu(OH)_2$		$3{,}4\cdot10^{-7}$	
Ферум(II) гідроксид	$Fe(OH)_2$		$1{,}3\cdot10^{-4}$	
Ферум(III) гідроксид	$Fe(OH)_3$		$1{,}8\cdot10^{-11}$	$1{,}3\cdot10^{-12}$
Алюміній гідроксид	$Al(OH)_3$			$1{,}4\cdot10^{-9}$

Таблиця Д.2 - Значення добутку розчинності (ДР) для деяких паганорозчинних речовин (25^0C)

Речовина	ДР	Речовина	ДР
AgCl	$1.7\cdot10^{-10}$	CuCl	$1.2\cdot10^{-6}$
AgBr	$5.3\cdot10^{-13}$	CuI	$1.1\cdot10^{-12}$
AgI	$8.3\cdot10^{-17}$	CuCN	$3.2\cdot10^{-20}$
Ag_2S	$2\cdot10^{-50}$	$Cu(OH)_2$	$2.2\cdot10^{-20}$
Ag_2CrO_4	$1.1\cdot10^{-12}$	CuS	$6.3\cdot10^{-36}$
Ag_3PO_4	$1.3\cdot10^{-20}$	Cu_2S	$2.5\cdot10^{-43}$
$BaCO_3$	$4\cdot10^{-10}$	$Fe(OH)_2$	$8\cdot10^{-16}$
$BaSO_4$	$1.91\cdot10^{-10}$	$Fe(OH)_3$	$6.3\cdot10^{-38}$
$CaCO_3$	$4.8\cdot10^{-9}$	FeS	$5\cdot10^{-18}$
$CaCrO_4$	$7.1\cdot10^{-4}$	HgS	$1.6\cdot10^{-52}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2\cdot10^{-29}$	NiS	$1\cdot10^{-24}$
$CaSO_4$	$2.5\cdot10^{-5}$	PbS	$2.5\cdot10^{-27}$
$BaCrO_4$	$1.2\cdot10^{-10}$	ZnS	$1.6\cdot10^{-24}$
$PbSO_4$	$2.2\cdot10^{-8}$	$PbCl_2$	$2.5\cdot10^{-5}$
PbI_2	$9.8\cdot10^{-9}$	AgCl	$1.56\cdot10^{-12}$

ДОДАТОК Е

Таблиця Е.1. Стандартні потенціали металічних електродів

Метал	Електродна реакція	φ^o, В	Метал	Електродна реакція	φ^o, В
Li	$Li^+ + e \leftrightarrows Li$	-3,05	Cd	$Cd^{2+} + 2e \leftrightarrows Cd$	-0,40
K	$K^+ + e \leftrightarrows K$	-2,92	Co	$Co^{2+} + 2e \leftrightarrows Co$	-0,28
Ba	$Ba^{2+} + 2e \leftrightarrows Ba$	-2,91	Ni	$Ni^{2+} + 2e \leftrightarrows Ni$	-0,25
Ca	$Ca^{2+} + 2e \leftrightarrows Ca$	-2,87	Sn	$Sn^{2+} + 2e \leftrightarrows Sn$	-0,14
Na	$Na^+ + e \leftrightarrows Na$	-2,71	Pb	$Pb^{2+} + 2e \leftrightarrows Pb$	-0,13
Mg	$Mg^{2+} + 2e \leftrightarrows Mg$	-2,27	Fe	$Fe^{3+} + 3e \leftrightarrows Fe$	-0,04
Be	$Be^{2+} + 2e \leftrightarrows Be$	-1,85	H_2	$2H^+ + 2e \leftrightarrows H_2$	0,0
Al	$Al^{3+} + 3e \leftrightarrows Al$	-1,66	Cu	$Cu^{2+} + 2e \leftrightarrows Cu$	+0,34
Ti	$Ti^{2+} + 2e \leftrightarrows Ti$	-1,63	Ag	$Ag^+ + e \leftrightarrows Ag$	+0,80
Mn	$Mn^{2+} + 2e \leftrightarrows Mn$	-1,18	Hg	$Hg^{2+} + 2e \leftrightarrows Hg$	+0,85
Zn	$Zn^{2+} + 2e \leftrightarrows Zn$	-0,76	Pt	$Pt^{2+} + 2e \leftrightarrows Pt$	+1,19
Cr	$Cr^{3+} + 3e \leftrightarrows Cr$	-0,71	Au	$Au^{3+} + 3e \leftrightarrows Au$	+1,42
Fe	$Fe^{2+} + 2e \leftrightarrows Fe$	-0,44			

Таблиця Е.2. Стандартні електродні потенціали деяких окисно-відновних систем

Електродна реакція Окислена форма + е ⇆ відновлена форма	φ^o, В
1	2
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \leftrightarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \leftrightarrows MnO_2 + 4OH^-$	+0,60

1	2
$MnO_4^- + e \leftrightarrows MnO_4^{2-}$	+0,56
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrows Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,23
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \leftrightarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \leftrightarrows [Cr(OH)_6]^{3-} + 2OH^-$	-0,13
$HNO_2 + H^+ + e \leftrightarrows NO + H_2O$	+0,99
$NO_3^- + 2H^+ + e \leftrightarrows NO_2 + H_2O$	+0,78
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \leftrightarrows NO + 2H_2O$	+0,96
$2NO_3^- + 12H^+ + 10\ e \leftrightarrows N_2 + 6H_2O$	+1,24
$NO_3^- + 3H^+ + 2e \leftrightarrows HNO_2 + H_2O$	+0,94
$S + 2H^+ + 2e \leftrightarrows H_2S$	+ 0,14
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \leftrightarrows SO_2 + 2H_2O$	+0,17
$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e \leftrightarrows S + 4H_2O$	+0,36
$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e \leftrightarrows H_2S + 4H_2O$	+0,31
$H_2SO_3 + 4H^+ + 4e \leftrightarrows S + 3H_2O$	+0,45
$SO_4^{2-} + 2e + H_2O \leftrightarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
$F_2 + 2e \leftrightarrows 2F^-$	+2,84
$Cl_2 + 2e \leftrightarrows 2Cl^-$	+1,36
$Br_2 + 2e \leftrightarrows 2Br^-$	+1,08
$I_2 + 2e \leftrightarrows 2I^-$	+0,53
$Co^{3+} + e \leftrightarrows Co^{2+}$	+1,84
$Fe^{3+} + e \leftrightarrows Fe^{2+}$	+0,77
$Sn^{4+} + 2e \leftrightarrows Sn^{2+}$	+0,15
$2Hg^{2+} + 2e \leftrightarrows Hg_2^{2+}$	+0,92
$PbO_2 + 4H^+ + 2e \leftrightarrows Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,45
$Cu^{2+} + I^- + e \leftrightarrows CuI$	+0,86

1	2
$O_2 + 2H_2O + 4e \leftrightarrows 4OH^-$	+0,40
$O_2 + 4\ H^+ + 2e \leftrightarrows 2H_2O$	+1,23
$O_2 + 2\ H^+ + 2e \leftrightarrows H_2O_2$	+0,68
$H_2O_2 + 2\ H^+ + 2e \leftrightarrows 2H_2O$	+1,78