



МІНІСТЕРСТВО ТРАНСПОРТУ ТА  
ЗВ'ЯЗКУ УКРАЇНИ

ДЕРЖАВНИЙ ЕКОНОМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ  
УНІВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТУ

Кафедра екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ТА ЗАВДАННЯ**

до виконання контрольної роботи з хімії  
для студентів усіх спеціальностей заочної (скороченої) форми навчання

Київ – 2010

УДК : 519.6.

Методичні вказівки та завдання до виконання контрольної роботи з хімії  
/ Т. І. Висоцька. – ДЕДУТ, 2010. – 71 с.

Методичні вказівки та завдання до виконання контрольної роботи з хімії призначені для студентів усіх спеціальностей заочної (скороченої) форми навчання.

Методичні рекомендації до виконання контрольної роботи з хімії розглянуті та затверджені на засіданні кафедри екології і безпеки життєдіяльності (протокол № 5 від 10 грудня 2009 року) та засіданні методичної ради факультету (протокол № 3 від 15 грудня 2009 року).

*Укладач:* Т. І. Висоцька, канд. хім. наук, доцент кафедри екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті

*Рецензенти:* О. Ю. Наджафова, канд. хім. наук., доцент кафедри «Аналітична хімія» Київського національного університету імені Тараса Шевченка;

О. Я. Пилипчук, доктор біологічних наук, професор кафедри екології та безпеки життєдіяльності на залізничному транспорті Державного економіко-технологічного університету транспорту

## ЗМІСТ

	Стор.
Вступ	4
Таблиця варіантів	5
Контрольні завдання	8
Будова атомів	8
Періодична система елементів Д.І.Менделєєва	17
Хімічний зв'язок і будова молекул	24
Енергетика хімічних процесів (термохімічні розрахунки)	28
Хімічна спорідненість	33
Властивості розчинів	39
Реакції обміну	42
Гідроліз солей	45
Окисно-відновні реакції	52
Електродні потенціали та електрорушійні сили	55
Корозія металів	59
Комплексні сполуки	61
Твердість води та методи її усунення	65
Додатки	68
Список літератури	70

## ВСТУП

Дисципліна «Хімія» у вищих технічних навчальних закладах є однією з провідних, фундаментальних наук, що вивчається. Хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін, яка вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, хімічну форму руху матерії. Знання хімії потрібні для плідної творчої діяльності інженера будь-якого фаху. Вивчення хімії дає змогу одержати сучасне наукове уявлення про матерію і форми її руху; про речовину як один із видів рухомої матерії; про механізм перетворення хімічних сполук; про властивості технічних матеріалів і застосування хімічних процесів у сучасній техніці. Треба добре засвоїти основні закони і теорії хімії, опанувати техніку хімічних розрахунків, набути навичок самостійного виконання хімічних експериментів і узагальнення чинників, що спостерігаються.

Хімія є базою для багатьох напрямів розвитку промисловості і транспорту, оскільки такі суміжні дисципліни, як «Фізика», «Опір матеріалів», «Паливно-мастильні матеріали та їх використання», «Екологія та охорона навколишнього середовища», «Філософія» тощо, неможливо уявити без знання основних законів і закономірностей, що є предметом вивчення хімії. Тому майбутнім спеціалістам необхідно подати відповідні знання про будову речовин, процеси, які протікають у них, зміни, що відбуваються під час взаємодії різних хімічних сполук. Звичайно, під час організації навчально-виховного процесу викладач стикається з проблемою його методичного забезпечення.

Основний вид навчальних занять студентів-заочників – самостійна робота з навчальним матеріалом. У курсі хімії вона складається з таких елементів: вивчення дисципліни за підручниками і навчальними посібниками; виконання контрольних завдань; виконання лабораторного практикуму; індивідуальні консультації; відвідування лекцій; складання заліку з лабораторного практикуму; складання іспиту з усього курсу.

**Контрольні завдання.** У процесі вивчення курсу хімії студент повинен виконати контрольну роботу. Розв'язання задач і відповіді на теоретичні питання мають бути короткими, чітко обґрунтованими, за винятком тих випадків, коли по суті питань такі мотивування не потрібні. При розв'язанні задач потрібно приводити хід розрахунків і математичні перетворення. Контрольна робота має бути акуратно оформлена; за правилами Єдиної системи конструкторської документації для текстових документів; номери й умови задач переписувати в тому порядку, у якому вони зазначені в завданні; кожну задачу розв'язувати на новому аркуші. За титульним аркушем оформити аркуш зі змістом роботи, в якому зазначити теми завдань, їх номери та сторінки, на яких подано розв'язок задач. Наприкінці роботи потрібно дати список використаної літератури із зазначенням року її видання, поставити дату виконання роботи і підписати її.

Варіант виконання контрольної роботи вибирається за порядковим номером у журналі групи.

Таблиця варіантів

Номер варіанта	Спеціальність	Номери задач
1	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	1, 11, 21,31, 41, 51, 61, 71, 81, 111, 1, 11, 21, 31, 41, 61, 81, 91, 101, 111 1, 11, 21, 31, 41, 61, 81, 91,111, 121
2	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	2, 12, 22, 32, 42, 52, 62, 72, 82, 112, 2, 12, 22, 32, 42, 62, 82, 92, 102, 112 2, 12, 22, 32, 42, 62, 72, 82, 112, 122
3	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	3, 13, 23, 33, 43, 53, 63, 73, 83, 113, 3, 13, 23, 33, 43, 63, 83, 93, 103, 113 3, 13, 23, 33, 43, 63, 73, 83, 113, 123
4	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	4, 14, 24, 34, 44, 54, 64, 74, 84, 114, 4, 14, 24, 34, 44, 64, 84, 94, 104, 114 4, 14, 24, 34, 44, 64, 74, 84, 114, 124
5	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	5, 15, 25,35, 45, 55, 65, 75, 85, 115, 5, 15, 25,35, 45, 65, 85, 95, 105, 115 5, 15, 25,35, 45, 65, 75, 85, 115, 125
6	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	6, 16, 26, 36, 46, 56, 66, 76, 86, 116, 6, 16, 26, 36, 46, 66, 86, 96, 106, 116 6, 16, 26, 36, 46, 66, 76, 86, 116, 126
7	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	7, 17, 27,37, 47, 57, 67, 77, 87, 117, 7, 17, 27,37, 47, 67, 87, 97, 107, 117 7, 17, 27,37, 47, 67, 77, 87, 117, 127
8	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	8, 18, 28, 38, 48, 58, 68, 78, 88, 118, 8, 18, 28, 38, 48, 68, 88, 98, 108, 118 8, 18, 28, 38, 48, 68, 78, 88, 118, 128
9	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	9, 19, 29, 39, 49, 59, 69, 79, 89, 119, 9, 19, 29, 39, 49, 69, 89, 99, 109, 119 9, 19, 29, 39, 49, 69, 79, 89, 99, 129
10	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 120, 10, 20, 30, 40, 50, 70, 90, 100, 110, 120 10, 20, 30, 40, 50, 70, 80, 90, 100, 130
11	, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	1, 12, 23, 34, 45, 56, 67, 78, 89, 120 1, 12, 23, 34, 45, 67, 89, 100, 110, 120 1, 12, 23, 34, 45, 67, 78, 89, 120, 121

Номер варіанта	Спеціальність	Номери задач
12	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	2, 13, 24, 35, 46, 57, 68, 79, 90, 111 2, 13, 24, 35, 46, 68, 90, 91, 101, 111 2, 13, 24, 35, 46, 68, 79, 90, 111, 122
13	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	3, 14, 25, 36, 47, 58, 69, 80, 81, 112 3, 14, 25, 36, 47, 69, 81, 92, 102, 112 3, 14, 25, 36, 47, 69, 80, 81, 112, 123
14	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	4, 15, 26, 37, 48, 59, 70, 71, 82, 113 4, 15, 26, 37, 48, 70, 82, 93, 103, 113 4, 15, 26, 37, 48, 70, 71, 82, 113, 124
15	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	5, 16, 27, 38, 49, 60, 61, 72, 83, 114 5, 16, 27, 38, 49, 61, 83, 94, 104, 114 5, 16, 27, 38, 49, 61, 72, 83, 114, 125
16	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	6, 17, 28, 39, 50, 51, 62, 73, 84, 115 6, 17, 28, 39, 50, 62, 84, 95, 105, 115 6, 17, 28, 39, 50, 62, 73, 84, 115, 126
17	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	7, 18, 29, 40, 41, 52, 63, 74, 85, 116 7, 18, 29, 40, 41, 63, 85, 96, 106, 116 7, 18, 29, 40, 41, 63, 74, 85, 116, 127
18	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	8, 19, 30, 31, 42, 53, 64, 75, 86, 117 8, 19, 30, 31, 42, 64, 86, 97, 107, 117 8, 19, 30, 31, 42, 64, 75, 86, 117, 128
19	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	9, 20, 21, 32, 43, 54, 65, 76, 87, 118 9, 20, 21, 32, 43, 65, 87, 98, 108, 118 9, 20, 21, 32, 43, 65, 76, 87, 118, 129
20	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	10, 11, 22, 33, 44, 55, 66, 77, 88, 119 10, 11, 22, 33, 44, 66, 88, 99, 109, 119 10, 11, 22, 33, 44, 66, 77, 88, 119, 130
21	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	1, 11, 21, 31, 41, 51, 61, 71, 81, 111 1, 11, 21, 31, 41, 61, 81, 91, 110, 111 1, 11, 21, 31, 41, 61, 71, 81, 111, 121
22	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	2, 12, 22, 32, 42, 52, 62, 72, 82, 112 2, 12, 22, 32, 42, 62, 82, 92, 102, 112 2, 12, 22, 32, 42, 62, 72, 82, 112, 122

Номер варьанта	Спеціальність	Номери задач
23	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	3, 13, 23, 33, 43, 53, 63, 73, 83, 113 3, 13, 23, 33, 43, 63, 83, 93, 103, 113 3, 13, 23, 33, 43, 63, 73, 83, 113, 123
24	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	4, 14, 24, 34, 44, 54, 64, 74, 84, 114 4, 14, 24, 34, 44, 64, 84, 94, 104, 114 4, 14, 24, 34, 44, 64, 74, 84, 114, 124
25	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	5, 15, 25.35, 45, 55, 65, 75, 85, 115 5, 15, 25.35, 45, 65, 85, 95, 105, 115 5, 15, 25.35, 45, 65, 75, 85, 115, 125
26	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	6, 16, 26, 36, 46, 56, 66, 76, 86, 116 6, 16, 26, 36, 46, 66, 86, 96, 106, 116 6, 16, 26, 36, 46, 66, 76, 86, 116, 126
27	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	7, 17, 27.37, 47, 57, 67, 77, 87, 117 7, 17, 27.37, 47, 67, 87, 97, 107, 117 7, 17, 27.37, 47, 67, 77, 87, 117, 127
28	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	8, 18, 28, 38, 48, 58, 68, 78, 88, 118 8, 18, 28, 38, 48, 68, 88, 98, 108, 118 8, 18, 28, 38, 48, 68, 78, 88, 118, 128
29	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	9, 19, 29, 39, 49, 59, 69, 79, 89, 119 9, 19, 29, 39, 49, 69, 89, 99, 109, 119 9, 19, 29, 39, 49, 69, 79, 89, 119, 129
30	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	10, 20, 30, 40, 50, 60, 70, 80, 90, 120, 10, 20, 30, 40, 50, 70, 90, 100, 110, 120 10, 20, 30, 40, 50, 70, 80, 90, 120, 130
31	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	1, 12, 23, 34, 45, 56, 67, 78, 89, 111 1, 12, 23, 34, 45, 67, 89, 100, 101, 111 1, 12, 23, 34, 45, 67, 78, 89, 111, 121
32	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	2, 13, 24, 35, 46, 57, 68, 79, 90, 112 2, 13, 24, 35, 46, 68, 90, 91, 102, 112 2, 13, 24, 35, 46, 68, 79, 90, 112, 122
33	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	3, 14, 25, 36, 47, 58, 69, 80, 81, 113 3, 14, 25, 36, 47, 69, 81, 92, 103, 113 3, 14, 25, 36, 47, 69, 80, 81, 112, 123
34	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	4, 15, 26, 37, 48, 59, 70, 71, 82, 114 4, 15, 26, 37, 48, 70, 82, 93, 104, 114 4, 15, 26, 37, 48, 70, 71, 82, 113, 124
35	В, Л, ОПУТ, ОППЗТМ, КДЗ ЕТ, АТЗ, КІКС ЗС	5, 16, 27, 38, 49, 60, 61, 72, 83, 115 5, 16, 27, 38, 49, 61, 83, 94, 105, 115 5, 16, 27, 38, 49, 61, 72, 83, 114, 125.

## КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

### Будова атомів

За сучасною теорією атом – це електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

**Ядро** (синонім – нуклід) – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Ядро складається з нуклонів – протонів та нейтронів. **Протон** – це частка з масою  $1,6726485 \cdot 10^{-27}$  кг ( $\approx 1$  а. о. м.) і позитивним зарядом, абсолютне значення якого становить 1. **Нейтрон** – це електронейтральна частка з масою  $\approx 1$  а.о.м. **Електрон** – це електронейтральна частка з масою  $9,109534 \cdot 10^{-31}$  кг і негативним зарядом, абсолютне значення якого становить 1. (Маса електрона менша за масу протона в 1836 разів). Заряди протона і електрона мають однакове абсолютне значення та різні знаки (+1 і – 1), тому в електронейтральному атомі число електронів дорівнює числу протонів. **Заряд ядра атома** – визначається числом протонів у ядрі і дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі Д. І. Менделєєва. Маса окремих атомів одного й того ж хімічного елемента може мати різні значення. Такі атоми називаються *ізотопами*. Ізотопи позначаються символом хімічного елемента з двома індексами ліворуч: верхній показує масове число, нижній – заряд ядра. Ізотопи водню позначаються так: легкого (протію) –  ${}^1_1\text{H}$ ; або  ${}^2_1\text{H}$ , або Д; надважкого (трیتیю) –  ${}^3_1\text{H}$ , або Т.

**Хімічний елемент** – це вид атомів з однаковим зарядом ядра. Відносна атомна маса елемента в періодичній системі – це середнє значення атомних мас його ізотопів з урахуванням їх масових часток у природному елементі.

Термін «ізотоп» слід використовувати тільки для позначення різновидів одного елемента, тобто нуклідів з однаковим порядковим номером, наприклад, ізотопи калію-39 і калію-40.

Вживають також поняття «ізобари» і «ізотони». Ізобари – це атоми різних елементів з однаковим масовим числом. Ізотони – атоми різних елементів з однаковим числом нейтронів, але різним масовим числом.

Усі ізотопи елемента мають однакові хімічні властивості. Це явище підтверджує чинність сучасного формулювання періодичного закону Д. Менделєєва. Радіоактивні ізотопи застосовуються в наукових дослідженнях (як мічені атоми, що дозволяють стежити за перебігом хімічних і біологічних перетворень), у промисловості, медицині, сільському господарстві.

**Електронна оболонка** – це сукупність електронів, що рухаються в атомі навколо ядра. Число електронів у нейтральному атомі дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі.

**Двоїста природа електрона.** У 1910 – 1920 рр. вважали, що електрони – це частки, які обертаються на певних орбітах навколо ядра (як планети навколо Сонця). У 1920–1930 рр. було створено сучасну теорію будови атома. Результати експериментів свідчили, що електрон має двоїсту природу – властивості частки та хвилі. Електрон у атомі можна уявити як хмару з певною густиною від'ємного електричного заряду в певному об'ємі простору навколо



ядра, що називається атомною *орбіталлю* або орбіталлю. Можна дати також інше тлумачення цього поняття: *орбіталь* – це простір навколо ядра, в якому перебування електрона є найбільш імовірним.

**Квантові числа.** Орбіталі містяться на певних відстанях від ядра, мають певну форму та орієнтацію в просторі. Для їхньої характеристики використовують набір квантових чисел: головного  $n$ , побічного  $l$  та магнітного  $m$ . **Головне квантове число.** Це число характеризує енергію орбіталі, яка перш за все залежить від відстані орбіталі від ядра. Воно може мати цілочисельні значення від одиниці до нескінченності ( $n=1, 2, \dots$ ). Орбіталі, що характеризуються однаковим значенням головного квантового числа, перебувають на однаковій відстані від ядра, мають однакову енергію, отже перебувають на одному енергетичному рівні. *Енергетичний рівень* – це сукупність орбіталей, які характеризуються однаковим значенням головного квантового числа  $n$ . Чим далі від ядра орбіталь, тим більшу енергію вона має.

**Побічне орбітальне, або азимутальне квантове число.** Це число визначає форму орбіталі. Воно може набувати цілочисельних значень від 0 до  $n - 1$  ( $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$ ). Кожному значенню орбітального квантового числа відповідає орбіталь певної форми. Якщо  $l = 0$ , орбіталь незалежно від значення головного квантового числа має сферичну форму та називається *s*-орбіталлю. Значенню  $l=1$  відповідає орбіталь, що має форму гантелі (*p*-орбіталь). Зі збільшенням значення форма орбіталей ускладнюється. Наводимо позначення орбіталей залежно від значення азимутального квантового числа:

Значення $l$	0	1	2	3
Позначення орбіталі	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>

Орбіталі, які характеризуються однаковим  $n$  і різним  $l$ , мають різну енергію. Тому поруч з поняттям «енергетичний рівень» існує поняття «енергетичний підрівень» як сукупність орбіталей з певними значеннями головного та побічного квантових чисел. Кожному енергетичному рівню з певним значенням  $n$  відповідає набір енергетичних підрівнів із значеннями побічного квантового числа від 0 до  $n - 1$ . *Розрахунок свідчить, що число енергетичних підрівнів на енергетичному рівні дорівнює значенню його  $n$ .* Доведемо це.

Число енергетичних підрівнів на першому енергетичному рівні ( $n=1$ ) визначається набором цілочисельних значень  $l$  між  $l = 0$  і  $l = n - 1$ . Оскільки  $n - 1 = 1 - 1 = 0$ , на першому енергетичному рівні міститься один енергетичний підрівень з  $l = 0$ , тобто *s*-підрівень. Його позначення: *1s*-підрівень, де цифра 1 означає номер рівня, тобто  $n = 1$ .

Число енергетичних підрівнів на другому енергетичному рівні ( $n=2$ ) визначається набором цілочисельних значень  $l$  між  $l=0$  і  $l=n-1$ . Оскільки  $n-1=2-1=1$ , а між числами 0 і 1 немає інших цілих чисел, то другий енергетичний рівень розщеплюється на два енергетичних підрівні з  $l = 0$  і  $l = 1$ , тобто на *s*- і *p*-підрівні. Позначення – *2s* і *2p*.

Число енергетичних підрівнів на третьому енергетичному рівні ( $n = 3$ ) визначається набором цілочисельних значень  $l$  між  $l = 0$  і  $l = n - 1 = 3 - 1 = 2$ , тобто  $l = 0, l = 1, l = 2$ . Звідси третій енергетичний рівень розщеплюється на три енергетичні підрівні  $s, p$  і  $d$ . Позначення  $3s, 3p$  і  $3d$ .

Треба підкреслити, що в позначенні підрівня великою цифрою перед літерами ( $s, p, d$  та ін.) обов'язково треба вказувати номер рівня, тобто головне квантове число (1, 2, 3 тощо).

**Магнітне квантове число.** Це число визначає орієнтацію орбіталі в просторі. Воно може набувати цілочисельних значень від  $-l$  до  $+l$  (зокрема і нуль). Розрахунок свідчить, що при певному значенні  $l$  число можливих значень  $m_l$  дорівнює  $2l + 1$ .

Так, при  $l = 0$   $m_l = 0$ . При  $l = 1$   $m_l$  може набувати трьох значень:  $-1, 0, +1$ . Це означає, що  $p$ -орбіталі мають три орієнтації в просторі,  $d$ -орбіталі – п'ять,  $f$ -орбіталі – сім орієнтацій.

Таким чином, набір значень магнітного квантового числа визначає число орбіталей на енергетичному підрівні. Схематично орбіталі зображується чотирикутником. Загальне число орбіталей на рівні  $n$  становить  $n^2$ ; на першому рівні міститься одна орбіталь ( $1^2 = 1$ ), на другому – чотири ( $2^2 = 4$ ), на третьому – дев'ять ( $3^2 = 9$ ) тощо.

Так, перший енергетичний рівень містить на одному  $s$ -підрівні одну  $s$ -орбіталь. Другий енергетичний рівень  $n=2$  має два підрівні  $2s$  і  $2p$ . На  $2s$ -підрівні знаходиться одна  $s$ -орбіталь, на  $2p$ -підрівні – три  $p$ -орбіталі. Третій енергетичний рівень має три підрівні:  $3s, 3p$  і  $3d$ . На  $3s$ -підрівні – одна  $s$ -орбіталь, на  $3p$ -підрівні – три  $p$ -орбіталі, на  $3d$ -підрівні – п'ять  $d$ -орбіталей. Четвертий енергетичний рівень має таку будову: одна  $s$ -орбіталь, три  $p$ -орбіталі, п'ять  $d$ -орбіталей та сім  $f$ -орбіталей.

Отже, кожний енергетичний рівень містить певний набір енергетичних підрівнів, кожний енергетичний підрівень має певні орбіталі.

Орбіталь характеризується сукупністю трьох квантових чисел: головного  $n$ , побічного  $l$  та магнітного  $m_l$ .

**Електронні конфігурації.** Атомні орбіталі можуть бути вакантними або заповненими електронами. На будь-якій орбіталі стан електрону можна описати набором чотирьох квантових чисел:

головним квантовим числом орбіталі  $n$ ;

побічним квантовим числом  $l$ ;

магнітним квантовим числом  $m_l$ ;

спіновим квантовим числом електрона, або спіном  $m_s$ .

*Спін електрона характеризує його обертання навколо своєї осі, тобто власний магнітний момент електрона.* Тому спін може мати лише два значення  $+1/2$  і  $-1/2$ . Графічне позначення значень спіну:  $\downarrow$  або  $\uparrow$ .

Будову електронних оболонок атомів відображають за допомогою електронних формул, або електронних конфігурацій.

*Електронні конфігурації атомів – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталах на енергетичних рівнях і підрівнях.* Так,  $1s^1$  – електронна конфігурація атома Гідрогену,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  – атома Натрію.

Велика цифра вказує номер енергетичного рівня (головне квантове число  $n$ ). Літери  $s, p, d$  означають форму орбіталі, або енергетичний підрівень. Маленька цифра над літерою праворуч показує число електронів на цьому підрівні. Конфігурація  $1s^1$  свідчить, що електронна оболонка атома Гідрогену в основному (незбудженому) стані (стан з мінімальною енергією) складається з одного електрона на  $s$ -підрівні першого енергетичного рівня. Конфігурація  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  показує, що електронна оболонка атома Натрію містить два електрони на  $s$ -підрівні першого енергетичного рівня, два електрони на  $s$ -підрівні та шість електронів на  $p$ -підрівні другого енергетичного рівня, тобто вісім електронів на другому рівні та один на  $s$ -підрівні останнього третього енергетичного рівня.

За електронною конфігурацією атома можна визначити:

число електронів, які містяться в електронній оболонці (за сумою верхніх індексів);

заряд ядра атома – порядковий номер (тобто який це елемент – число електронів у нейтральному атомі дорівнює порядковому номеру);

номер періоду періодичної системи, в якому міститься елемент (за числом енергетичних рівнів у електронній оболонці);

у якій групі та підгрупі періодичної системи міститься цей елемент (за будовою останнього та передостаннього енергетичних рівнів);

можливі ступені окислення елемента.

Електронна конфігурація конкретного атома має відображати дійсну будову його електронної оболонки. Для складання електронних конфігурацій слід використовувати три правила, за якими згідно з сучасною теорією будови атома утворюються електронні оболонки атомів.

*Перше правило – принцип Паулі* (принцип виключення, заборона Паулі). Воно формулюється так. **У атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел**, тобто на одній орбіталі міститься не більше двох електронів, які мають протилежні (антипаралельні) спіни.

Орбіталі з двома електронами, спіни яких є антипаралельними (квантова комірка), схематично зображуються так:



За принципом Паулі можна розрахувати максимальне число електронів на орбіталі, підрівні, рівні. Оскільки на одній орбіталі найбільше число електронів дорівнює двом, максимальне число електронів становитиме: на  $s$ -підрівні – два; на трьох  $p$ -орбіталах  $p$ -підрівня шість, на п'ятих  $d$ -орбіталах  $d$ -підрівня – десять; на сімох  $f$ -орбіталах  $f$ -підрівня – 14 тощо. Максимальне можливе число електронів ( $N$ ) на енергетичному рівні визначається формулою  $N = 2n^2$ , де  $n$  – номер рівня, максимальне число орбіталей – формулою  $n^2$ .

Друге правило - найменшого запасу енергії (**правило Клечковського**). Воно формулюється так. *Електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням їхньої енергії, яка характеризується сумою  $n + l$ . При цьому, якщо сума  $n + l$  кількох різних підрівнів однакова, рівні заповнюються за збільшенням значень  $n$ .* Зроблено розрахунок суми  $n + l$  усіх 28 підрівнів перших семи енергетичних рівнів.

Якщо записати ці числа за їх зростанням, одержимо послідовність підвищення енергії підрівнів, тобто заповнення їх електронами:

$n + l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8	8
$n$	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6
Послідовність заповнення підрівнів	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d

Як бачимо, суму  $n + l = 1$  має тільки  $s$ -підрівень, тобто його енергія найменша і він заповнюється першим. Оскільки на  $s$ -підрівні максимальне число електронів становить два, можливі електронні конфігурації  $1s^1$  і  $1s^2$ . Ці конфігурації реалізуються відповідно в атомах водню та гелію. Тепер перший енергетичний рівень завершено.

Суму  $n + l = 2$  має лише  $2p$ -підрівень. Він заповнюється електронами після  $1s$ -підрівня. Можливі такі електронні конфігурації:  $1s^2 2s^1$  і  $1s^2 2s^2$ . Вони реалізуються в атомах Літію та Берилію. Суму  $n + l = 3$  мають два підрівні –  $2p$  і  $3s$ , але оскільки  $n = 2 < n = 3$ , після  $2s$ -підрівня заповнюється  $2p$ -підрівень, а після нього  $3d$ -підрівень. На  $2p$ -підрівні містяться три  $p$ -орбіталі, кожна з них заповнюється двома електронами.

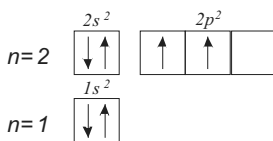
Відповідні електронні конфігурації реалізуються у шести елементів: В –  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; С –  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; N –  $1s^2 2s^2 2p^3$ ; О –  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; F –  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; Ne –  $1s^2 2s^2 2p^6$ . У Неона завершується другий енергетичний рівень. Після нього двома електронами послідовно заповнюється  $3s$  – підрівень. Відповідні електронні конфігурації реалізуються у Натрію та Магнію: Na:  $[\text{Ne}] 3s^1$  і Mg :  $[\text{Ne}] 3s^2$ . Символ  $[\text{Ne}]$  замінює повну конфігурацію Неона  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Суму  $n + l = 4$  мають два підрівні –  $3p$  і  $4s$ . Оскільки  $n = 3 < n = 4$ , після  $3s$ -підрівня заповнюється  $3p$ -підрівень шести елементів: Al:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ ; Si:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ ; P:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ ; S:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ ; Cl:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ ; Ar:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ .

Після заповнення  $3p$ -підрівня атома Аргону шістьма електронами у Калію починає заповнюватися  $4s$ -орбіталь, а не вакантні  $3d$ -орбіталі. Це відбувається тому, що сума  $n + l$   $4s$ -підрівня дорівнює чотирьом, а сума  $n + l$   $3d$ -підрівня – п'яти. Відповідні електронні конфігурації реалізуються у Калію та Кальцію – K:  $[\text{Ar}] 4s^1$  і Ca:  $[\text{Ar}] 4s^2$ . Після заповнення  $4s$ -орбіталі електрони послідовно займають  $3d$ -,  $4p$ - і  $5s$ -орбіталі, які мають однакову суму  $n + l = 5$  але різні  $n$  [ $n = 3$  (у  $3d$ )] < [ $n = 4$  (у  $4p$ )] < [ $n = 5$  (у  $5s$ )]. Потім десятьма електронами заповнюються п'ять  $3d$ -орбіталей у десяти елементів: від Sc:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ ; Ti:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$  і т. д. до Zn:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ .

*Третє правило – правило Гунда (або Хунда), найбільшого сумарного спінового числа. Воно формулюється так. Сумарне спінове число електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним.* Звідси випливають такі висновки:

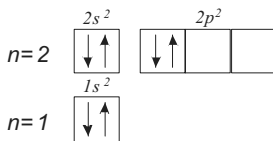
а) під час заповнення підрівня електрони посідають різні орбіталі доти, доки це можливо;

б) спіни поодиноких електронів, що містяться на різних орбіталах, паралельні. Це правило не суперечить принципу Паулі: будь-які два електрони, що розташовані на одній орбіталі, згідно з принципом Паулі мають протилежні спіни. Тому в разі заповнення кількох орбіталей одного підрівня (трьох  $p$ -орбіталей, п'яти  $d$ -орбіталей або семи  $f$ -орбіталей) електрони намагаються посісти різні за орієнтацією в просторі орбіталі, щоб зменшити взаємне відштовхування. Так, під час заповнення двома електронами  $2p$ -підрівня атома Карбону (C)  $1s2s^22p^2$  можливі два варіанти:



(сумарний спін двох неспарених електронів  $2p$ -підрівня дорівнює одиниці:

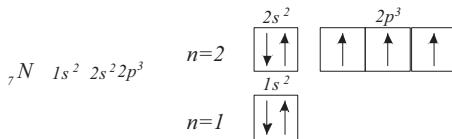
$$\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0);$$



(сумарний спін двох неспарених електронів  $2p$ -підрівня дорівнює нулю:

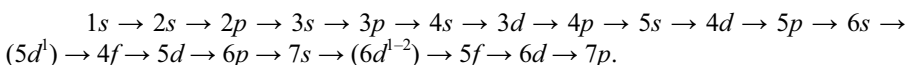
$$\frac{1}{2} - \frac{1}{2} = 0).$$

Оскільки сумарний спін двох електронів  $p$ -підрівня за першим варіантом більший ( $1 > 0$ ),  $2p$ -орбіталі в атомі Карбону заповнюються саме за ним. Згідно з цим правилом оболонка атома Азоту схематично зображується так:

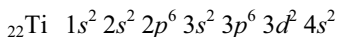
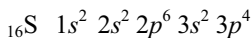


**Приклад 1.** Складіть електронні формули атомів елементів з порядковими номерами 16 і 22. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових (енергетичних) комірках.

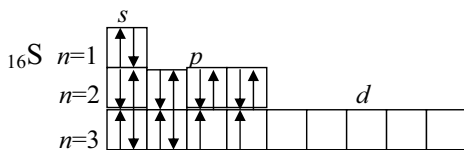
*Розв'язок.* Електронні формули відображають розподіл електронів у атомі по енергетичних рівнях, підрівнях (атомних орбіталях). Електронна конфігурація позначається групами символів  $nl^x$ , де  $n$  – головне квантове число;  $l$  – орбітальне квантове число (замість нього вказують відповідне літерне позначення ( $s, p, d, f$ );  $x$  – число електронів у даному підрівні (орбіталі). При цьому варто враховувати, що електрон займає той енергетичний підрівень, на якому він має найменшу енергію – менша сума  $(n + l)$  (правило Клечковського). Послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів така:

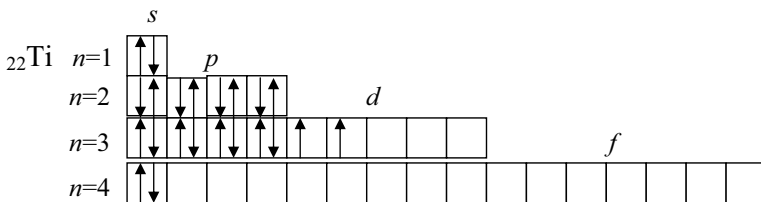


Оскільки число електронів у атомі того або іншого елемента дорівнює його порядковому номеру в таблиці Д. І. Менделєєва, то для елементів № 16 (Сульфур, сірка) і № 22 (Титан) електронні формули мають вигляд:



Електронна структура атома може бути зображена також у вигляді схем розміщення електронів у квантових (енергетичних) комірках, що є схематичним зображенням атомних орбіталей (АО). Квантова комірка позначається прямокутником, колом або лінійкою, а електрони в цих комірках позначають стрілками. У кожній квантовій комірці може бути не більше двох електронів із протилежними спінами або  $-\uparrow\downarrow$ . У цій методичці застосовують прямокутники. Орбіталі цього підрівня заповнюються спочатку по одному електрону з однаковими спінами, а потім по другому електрону з протилежними спінами (правило Гунда):

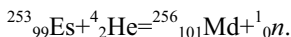




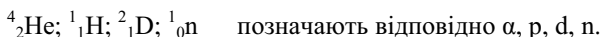
**Приклад 2.** Ізотоп 101-го елемента Менделєвія ( $^{256}$ ) був отриманий бомбардуванням  $\alpha$ -частинками ядер атомів Енштейнія ( $^{253}$ ). Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.

*Розв'язок.* Перетворення атомних ядер зумовлюється їхньою взаємодією з елементарними частинками або один з одним. Ядерні реакції супроводжуються зміною складу ядер атомів хімічних елементів. За допомогою ядерних реакцій можна з атомів одних елементів одержати атоми інших.

Перетворення атомних ядер як при природній, так і при штучній радіоактивності записують рівняннями ядерних реакцій. При цьому варто пам'ятати, що суми масових чисел (цифри, що стоять біля символу елемента вгорі зліва) і алгебраїчні суми зарядів ядер атомів (цифри, що стоять біля символу елемента знизу зліва) у лівій і правій частинах рівняння мають бути рівні. Таку ядерну реакцію виражають рівнянням:



Часто застосовують скорочену форму запису. Для наведеної реакції вона має вигляд:  ${}^{253}\text{Es}(\alpha, n) {}^{256}\text{Md}$ . У дужках на першому місці пишуть частинку, що бомбардується, а на другому, через кому, – частинку, що утворюється в цьому процесі. У скороченому рівнянні частинки



**Приклад 3.** Виходячи із скорочених рівнянь ядерних реакцій (табл.1), напишіть їхні повні рівняння.

*Розв'язок.* Відповідь на питання відображено в табл. 1.

Скорочені і повні рівняння ядерних реакцій

Скорочені рівняння	Повні рівняння
$^{27}\text{Al} (p, \alpha) ^{24}\text{Mg}$	$^{27}_{13}\text{Al} + ^1_1\text{H} = ^{24}_{12}\text{Mg} + ^4_2\text{He}$
$^9\text{Be} (\alpha, n) ^{12}\text{C}$	$^9_4\text{Be} + ^4_2\text{He} = ^{12}_6\text{C} + ^1_0n$
$^{59}\text{Co} (n, \alpha) ^{56}\text{Mn}$	$^{59}_{27}\text{Co} + ^1_0n = ^{56}_{25}\text{Mn} + ^4_2\text{He}$

**Приклад 4.** Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше:  $4s$  чи  $3d$ ;  $5s$  чи  $4p$ ? Чому?

*Розв'язок.* Згідно з правилом Клечковського, Електрони заповнюють енергетичні підрівні за зростанням їхньої енергії, яка характеризується сумою  $n+l$ . При цьому, якщо сума  $n+l$  кількох різних підрівнів однакова, рівні заповнюються за збільшенням значень  $n$ . Зробимо розрахунок суми  $n+l$  для заданих підрівнів:

$$4s - n + l = 4 + 0 = 4$$

$$3d - n + l = 3 + 2 = 5$$

Згідно з правилом Клечковського, спочатку заповнюється  $4s$  підрівень.

$$5s - n + l = 5 + 0 = 5$$

$$4p - n + l = 4 + 1 = 5$$

Згідно з правилом Клечковського спочатку заповнюється  $4p$  підрівень.

### Контрольні запитання

1. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 9 і 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якого електронного сімейства належить кожний із цих елементів?
2. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 16 і 26. Розподіліть електрони цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?
3. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 25 і 34. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?



4. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше:  $6s$  чи  $5d$ ;  $4s$  чи  $3p$ ? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 21.
5. Ізотоп Ніколу – 57 утворюється при бомбардуванні  $\alpha$ -частинками ядер атомів Феруму (заліза) – 54. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
6. Які орбіталі атома заповнюються електронами раніше:  $4d$  чи  $5s$ ;  $6s$  чи  $5p$ ? Чому? Напишіть електронну формулу атома елемента з порядковим номером 29.
7. Ізотоп Силіцію – 30 утворюється при бомбардуванні  $\alpha$ -частинками ядер атомів Алюмінію – 27. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
8. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 14 і 40. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. До якої електронної родини належить кожний із цих елементів?
9. Ізотоп Карбону (вуглецю) – 11 утворюється при бомбардуванні протонами ядер атомів Нітрогену (азоту) – 14. Складіть рівняння цієї ядерної реакції і напишіть його у скороченій формі.
10. Напишіть електронні формули атомів елементів із порядковими номерами 15 і 28. Покажіть розподіл електронів цих атомів по квантових комірках. Чому дорівнює максимальний спін  $p$ -електронів у атома першого і  $d$ -електронів – у атома другого елемента?

### Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Аналізуючи електронні конфігурації атомів, можна логічним шляхом одержати ті ж періодичні залежності, які Д. Менделєєв встановив, вивчаючи хімічні властивості елементів. Виявляється, будова періодичної системи пояснюється електронною теорією будови атомів.

1. У одному періоді містяться елементи, атоми яких у основному стані мають однакове число енергетичних рівнів. Так, атоми елементів першого періоду (H і He) мають один енергетичний рівень, другого періоду (Li, Be, B, C, N, O, P, Ne) – два, сьомого періоду (від Pr до останнього нещодавно одержаного з  $Z=110$ ) – сім енергетичних рівнів тощо.

2. Число елементів у кожному періоді визначається максимально можливим сумарним числом електронів на енергетичних підрівнях, які заповнюються електронами в цьому періоді. Так, у елементів першого періоду заповнюється перший рівень. Найбільше число електронів цього рівня становить два – перший період містить два елементи (H і He).

У елементів другого періоду заповнюються  $2s$ - і  $2p$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить вісім ( $2+6=8$ ) – другий період має вісім елементів (від Li до Ne включно).

У елементів третього періоду заповнюються  $3s$ - і  $3p$ -підрівні, найбільше сумарне число електронів цих підрівнів дорівнює восьми ( $2+6=8$ ) – третій період містить вісім елементів (від Na до Ar включно).

У елементів четвертого періоду заповнюються  $4s$ -,  $4p$ - та  $3d$ -підрівні, сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів становить 18 ( $2+6+10=18$ ) – четвертий період нараховує вісімнадцять елементів (від K до Kr включно).

У елементів шостого періоду електронами заповнюються  $6s$ -,  $6p$ -,  $4f$ - та  $5d$ -підрівні. Сумарне максимально можливе число електронів цих підрівнів дорівнює 32 ( $2+6+14+10=32$ ) – шостий період містить тридцять два елементи (від Cs до Kr включно) тощо.

3. У одній підгрупі містяться елементи, які мають не тільки подібні хімічні властивості, а й однакову будову зовнішніх енергетичних рівнів. За будовою зовнішніх енергетичних рівнів розрізняють  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -елементи.

4.  $s$ -елементи мають конфігурацію [ ]  $ns^1$  або [ ]  $ns^2$ , де знак [ ] означає електронну конфігурацію попереднього інертного елемента. Е кожному періоді міститься по два  $s$ -елементи, якими він починається.  $s^1$ -Елементи – це елементи головної підгрупи першої групи (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). У вільному стані вони є металами (крім водню).

До  $s^2$ -елементів належать елементи головної підгрупи другої групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). У вільному стані – це метали.

5.  $p$ -елементи мають конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня  $ns^2np^x$ , де  $1 \leq x \leq 6$ , тобто в них заповнюються електронами  $p$ -орбітали зовнішнього рівня. Максимальне число електронів трьох  $p$ -орбіталей дорівнює шести. У кожному періоді, крім першого, міститься по шість  $p$ -елементів. Це елементи головних підгруп третьої – восьмої підгруп:  $ns^2np^1$  – Al, Ga, In, Tl;  $ns^2np^2$  – C, Si, Ge, Sn, Pb;  $ns^2np^3$  – N, P, As, Sb, Bi;  $ns^2np^4$  – O, S, Se, Te, Po;  $ns^2np^5$  – F, Cl, Br, I, At;  $ns^2np^6$  – Ne, Ar, Xe, Kr. Вони мають проміжні властивості між металічними та неметалічними або неметалічні властивості.

6.  $d$ -елементи мають конфігурацію [ ]  $ns^2(n-1)d^x$ , де  $1 \leq x \leq 10$ , тобто в них заповнюються електронами  $d$ -орбітали передостаннього рівня. Максимальне число електронів п'яти  $d$ -орбіталей становить десять. У четвертому – шостому періодах після двох  $s$ -елементів знаходиться по десять  $d$ -елементів ( $Z=21-30$ ,  $Z=39-49$ ,  $Z=57$ ,  $72-80$ ), у сьомому незакінченому періоді – елементи з  $Z=89$ ,  $104-110$ . Усі вони належать до побічних підгруп і у вільному стані є металами. Ці елементи називають перехідними.

7.  $f$ -елементи – це елементи, в атомах яких заповнюються орбітали  $4f$ - або  $5f$ -підрівня. Оскільки максимальне число електронів семи  $f$ -орбіталей дорівнює 14, у шостому та сьомому періодах міститься по 14-елементів: лантанойди –  $4f$ -елементи з  $Z = 58-71$  та актиноїди –  $5f$ -елементи з  $Z = 90-103$ .  $f$ -елементи знаходяться в побічній підгрупі третьої групи. Їх, як і  $d$ -елементи, називають перехідними. Усі вони у вільному стані є металами.

8. Число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів елементів головних підгруп (крім He) дорівнює номеру групи, в якій містяться елементи.

До елементів головних підгруп належать *s*- і *p*-елементи. Загальне число електронів на *s*- і *p*-підрівні дорівнює восьми. У періодичній системі вісім груп.

Таким чином, електронна теорія будови атома пояснила структуру періодичної системи елементів – число груп, підгруп, періодів, елементів у групах і періодах. Завдяки їй було з'ясовано положення в періодичній системі Калію, Аргону, Кобальту, Ніколу, Телуру, Йоду та ін. Отже, ця теорія підтверджує, що періодична система елементів Д. Менделєєва відображає об'єктивні зв'язки, які існують у природі.

Сучасна електронна теорія будови атома пояснила залежність властивостей елемента від будови його атома та положення в періодичній системі.

**Вплив будови зовнішнього енергетичного рівня на хімічні властивості елементів.** Енергетичні рівні та підрівні, орбіталі яких заповнені максимально, називаються завершеними. Вони – найбільш стабільні. Стабільними є також напівзаповнені підрівні  $p^3$  і  $d^5$ . Тому деякі елементи мають аномальні конфігурації (Cr, Mo, Pd). Зовнішній енергетичний рівень з електронною конфігурацією  $s^2p^6$  – завершений. Перший енергетичний рівень є завершеним за конфігурації  $1s^2$ .

Атоми інертних елементів (He, Ne, Ar, Kr, Xe) мають завершені зовнішні енергетичні рівні і тому не вступають у хімічні реакції (за винятком ксенону).

У атомів усіх інших хімічних елементів зовнішні енергетичні рівні незавершені. Атоми металів, вступаючи в хімічну реакцію, втрачають електрони зовнішніх енергетичних підрівнів, які слабо зв'язані з ядром. *Здатність елемента віддавати електрони можна вважати мірою металічності. Для порівняння металічних властивостей елементів використовують спеціальну величину – енергію іонізації.*

**Енергія іонізації – це кількість енергії, необхідної для відриву від атома найбільш слабо зв'язаного з ним електрона. Позначення:  $E_I$**

Цю величину вимірюють у електрон-вольтах на атом (eВ/атом) або в СІ в кілоджоулях на моль (кДж/моль),  $1 \text{ eВ/атом} = 96,5 \text{ кДж/моль}$ . Енергія іонізації атомів виявляє періодичну залежність від порядкового номера елемента.

Атоми неметалів у зовнішньому енергетичному рівні мають чотири й більше електронів, які міцно зв'язані з ядром. *Атоми неметалів, вступаючи в хімічну реакцію, як правило, приєднують електрони.*

*Для порівняння неметалічних властивостей використовують спеціальну величину – спорідненість до електрона. Спорідненість до електрона – це кількість енергії, яка виділяється або поглинається під час приєднання одного електрона до нейтрального атома. Позначення:  $E_C$ .* Спорідненість до електрона теж вимірюють у електрон-вольтах на атом (eВ/атом) або в кілоджоулях на моль (кДж/моль). Найбільше значення

спорідненості до електрона мають елементи головної підгрупи сьомої групи (F, Cl, Br, I) – типові неметали.

**Електронегативність – це здатність атома хімічного елемента притягувати до себе електронні пари.** Позначення: *EH*. Електронегативність елемента визначається сумою його енергій іонізації та спорідненості до електрона. Електронегативність підлягає періодичному закону. У періоді електронегативність елементів зростає із збільшенням порядкового номера елемента, тобто зліва направо. На початку періоду містяться елементи, електронегативність яких низька (метали), а в кінці – найбільш електронегативні (неметали). У групі електронегативність елементів зменшується із зростанням порядкового номера, тобто згори донизу. Найбільш електронегативним у періодичній системі є Флор. Інертні елементи електронегативності не мають. За зростанням електронегативності хімічні елементи можна розташувати в такій послідовності: Rb, K, Na, Li, Sr, Ca, Mg, Be, In, Al, Sn, Ga, Sb, Si, B, As, H, Te, P, C, Se, I, S, Br, Cl, N, O, F.

**Зміни в межах одного періоду.** Розглянемо, як змінюється будова атомів і хімічні властивості елементів у межах одного періоду, наприклад третього. Атом кожного елемента цього періоду має три енергетичні рівні. Будова двох перших – однакова в усіх елементів цього періоду, а третього, зовнішнього, – різна. Радіуси атомів також різняться. Зі збільшенням заряду ядер атомів елементів одного періоду зменшується радіус атома і зростає число зовнішніх електронів. Притягання зовнішніх електронів до ядра посилюється, енергія іонізації та спорідненість до електрона збільшуються. Відхилення від цієї тенденції у Магнію, Фосфору та Аргону пояснюється підвищеною стабільністю заповнених *3s*-підрівня та Магнію, *3p*-підрівня в Аргону та напівзаповненого *3p*-підрівня у Фосфору. Тому в ряду в кожного нового елемента поступово посилюються неметалічні властивості та послаблюються металічні.

Так, третій період починається типовим лужним металом – Натрієм. За ним другий типовий метал – Магній, металічні властивості якого слабкіші, ніж у Натрію. Наступний метал – Алюміній у деяких сполуках виявляє неметалічні властивості. Елементи Si, P, S, Cl також мають неметалічні властивості, які посилюються від S до Cl. Хлор типовий неметал. Період закінчується інертним елементом – Аргоном.

Такі зміни хімічних властивостей елементів спостерігаються в усіх періодах. У великих періодах металічні властивості послаблюються, а неметалічні посилюються повільніше, ніж у малих. Це пояснюється тим, що великі періоди містять *d* або *f*-елементи (перехідні).

Таким чином, хімічні властивості елементів змінюються періодично зі зміною їхнього порядкового номера та будови електронної оболонки.

**Зміни в межах однієї групи.** Розглянемо, як змінюється будова атома і хімічні властивості елементів головних підгруп на прикладі ІА групи.

*Елементи однієї підгрупи мають однакову будову зовнішнього енергетичного рівня та подібні хімічні властивості.* В атомів усіх елементів ІА групи зовнішній енергетичний рівень містить один електрон на *s*-підрівні.

Однак радіус атома і число енергетичних рівнів зростає зі збільшенням порядкового номера елемента (заряду ядра). При цьому притягання зовнішніх електронів до ядра послаблюється, енергія іонізації зменшується. Тому в головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елементів (тобто зверху донизу) їхні металічні властивості посилюються, а неметалічні послаблюються.

Звідси випливає, що найсильніше металічні властивості виявлені в Цезію, а неметалічні – у Флуору. Поділ елементів на метали та неметали відносний. Як відомо, існують елементи, сполуки яких мають амфотерні властивості.

Висновок: число електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів змінюється періодично із зростанням зарядів ядер атомів (повторюється через період). Тому властивості хімічних елементів змінюються періодично (повторюються через період).

**Приклад 1.** Який вищий і нижчий ступінь окиснення виявляють Арсен (миш'як), Селен і Бром? Складіть формулу сполук даних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.

*Розв'язок.* Вищий ступінь окиснення елемента визначає номер групи періодичної системи Д. І. Менделєєва, в якій він міститься. Нижчий ступінь окиснення визначається тим умовним зарядом, що набуває атом при приєднанні такої кількості електронів, яка необхідна для утворення стійкої восьмиелектронної оболонки ( $ns^2np^6$ ).

Дані елементи містяться в VA-, VIA-, VIIA-групах і мають структуру зовнішнього енергетичного рівня  $s^2p^3$ ,  $s^2p^4$  та  $s^2p^5$ . Відповідь на питання див. у табл. 2.

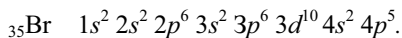
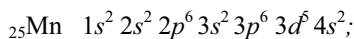
Таблиця 2

Ступені окиснення Арсену, Селену, Бром

Елемент	Ступінь окиснення		Сполуки
	вищий	нижчий	
As	+ 5	– 3	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ; H <sub>3</sub> As
Se	+ 6	– 2	SeO <sub>3</sub> ; H <sub>2</sub> Se
Br	+ 7	– 1	Br <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ; HBr

**Приклад 2.** У якого з елементів четвертого періоду – Мангану чи Бром – сильніше виражені металеві властивості?

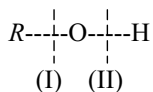
*Розв'язок.* Електронні формули цих елементів такі:



Манган – *d*-елемент VII В-групи, а Бром – *p*-елемент VII А-групи. На зовнішньому енергетичному рівні в атома Мангану два електрони, а в атома Брому – сім. Атоми типових металів характеризуються наявністю невеликої кількості електронів на зовнішньому енергетичному рівні і, отже, тенденцією втрачати ці електрони. Вони володіють тільки **відновлювальними** властивостями і не утворюють елементарних негативних іонів. Елементи, атоми яких на зовнішньому енергетичному рівні містять більше трьох електронів, мають певну спорідненість до електрона, а отже, набувають негативного ступеня окиснення, і навіть утворюють елементарні негативні іони. Таким чином Манган, як і всі метали, має тільки відновлювальні властивості, тоді як для Брому, що виявляє слабкі відновлювальні властивості, більш характерні **окиснювальні** функції. Загальною закономірністю для всіх груп, що містять *p*- і *d*-елементи, є переважання металевих властивостей у *d*-елементів. Отже, металічні властивості у Мангану сильніше виражені, ніж у Брому.

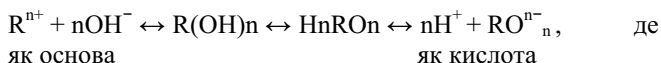
**Приклад 3.** Як залежать кислотно-основні властивості оксидів і гідрооксидів від ступеня окиснення атомів елементів, що їх утворюють? Які гідроксиди називають амфотерними (амфолітами)?

*Розв'язок.* Якщо цей елемент проявляє змінний ступінь окиснення й утворює декілька оксидів і гідрооксидів, то зі збільшенням ступеня окиснення властивості останніх змінюються від основних до амфотерних і кислотних. Це пояснюється характером електролітичної дисоціації (іонізації) гідрооксидів  $\text{ROH}$ , що залежно від порівняльної міцності й полярності зв'язків  $\text{R-O}$  і  $\text{O-H}$  може проходити за двома типами:

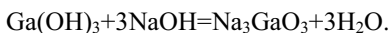
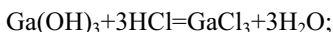


Полярність зв'язків, у свою чергу, визначається різницею електронегативностей компонентів, розмірами і ефективними зарядами атомів. Дисоціація за кислотним типом (II) проходить, якщо  $E_{\text{O-H}} \ll E_{\text{R-O}}$  (високий ступінь окиснення), а за основним типом, якщо  $E_{\text{O-H}} \gg E_{\text{R-O}}$  (низький ступінь окиснення). Якщо міцність зв'язків  $\text{O-H}$  і  $\text{R-O}$  близька або рівна, дисоціація

гідроксиду може одночасно протікати і за (I), і (II) типами. У цьому випадку мова йде про амфотерні електроліти (амфоліти):



R – елемент; n – його позитивний ступінь окиснення. У кислому середовищі амфоліт виявляє основний характер, а в лужному середовищі – кислий характер:



### Контрольні запитання

11. Що таке енергія іонізації? В яких одиницях вона вимірюється? Як змінюється відновлювальна активність *s*- і *p*-елементів у групах періодичної системи із збільшенням порядкового номера? Чому?
12. Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність *p*-елементів у періоді й у групі періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Чому?
13. Що таке спорідненість до електрона? У яких одиницях вона вимірюється? Як змінюється окисна активність неметалів у періоді й у групі періодичної системи зі збільшенням порядкового номера? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів.
14. Який з елементів четвертого періоду – Ванадій чи Арсен (миш'як) – має більш виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Відповідь обґрунтуйте, виходячи з будови атомів елементів.
15. У якого елемента четвертого періоду – Хрому чи Селену – сильніше виражені металеві властивості? Який із цих елементів утворює газоподібну сполуку з воднем? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів Хрому і Селену.
16. Який найнижчий ступінь окиснення виявляють Хлор, Сульфур (сірка), Нітроген (азот) і Карбон (вуглець)? Чому? Складіть формули сполук Алюмінію із вказаними елементами в цих ступенях окиснення. Як називають відповідні сполуки?
17. У якого з *p*-елементів п'ятої групи періодичної системи – Фосфору чи Стибію – сильніше виражені неметалеві властивості? Яка з водневих сполук

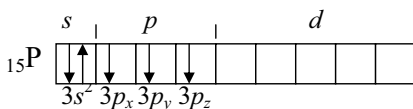
цих елементів – більш сильний відновник? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів цих елементів.

18. Який найнижчий ступінь окиснення виявляє Гідроген (водень), Флуор (фтор), Сульфур (сірка) й Нітроген (азот)? Чому? Складіть формули сполук Кальцію із вказаними елементами в цих ступенях окиснення. Як називають відповідні сполуки?
19. Який найнижчий і найвищий ступінь окиснення виявляють Силіцій, Арсен (миш'як), Селен і Хлор? Чому? Складіть формули сполук вказаних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.
20. Який найнижчий і найвищий ступінь окиснення виявляють Карбон (вуглець), Фосфор, Сульфур (сірка) і Йод? Складіть формули сполук вказаних елементів, що відповідають цим ступеням окиснення.

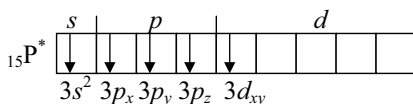
### Хімічний зв'язок і будова молекул

**Приклад 1.** Яку валентність, зумовлену неспареними електронами, (спінвалентність) може виявляти Фосфор у нормальному і збудженому (\*) стані?

*Розв'язок.* Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня Фосфору ...  $3s^2 3p^3$  (враховуючи правило Гунда,  $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$ ) по квантових комітках має вигляд



Атоми Фосфору мають вільні  $d$ -орбіталі, тому можливий перехід одного  $3s$ -електрона в  $3d$ -стан



Звідси валентність (спінвалентність) Фосфору в нормальному стані дорівнює трьом, а в збудженому – п'ятьом.

**Приклад 2.** Що таке гібридизація валентних орбіталей? Яку будову мають молекули типу  $AB_n$ , якщо зв'язок у них утвориться за рахунок  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -гібридизації орбіталей атома А?



*Розв'язок.* Теорія валентних зв'язків (ВЗ) передбачає участь в утворенні ковалентних зв'язків не тільки «чистих» АО, а й «змішаних», так званих гібридних АО. При гібридизації початкова форма й енергія орбіталей (електронних хмар) взаємно змінюються й утворюються орбіталі (хмари) нової однакової форми й однакової енергії. Кількість гібридних орбіталей ( $q$ ) дорівнює числу вихідних. Відповідь на поставлене запитання відображена у табл. 3.

Таблиця 3

Гібридизація орбіталей і просторової конфігурації молекул

Тип молекули	Вихідні орбіталі атома А	Тип гібридизації	Кількість гібридних орбіталей атома А	Просторова конфігурація молекули
AB <sub>2</sub>	$s + p$	$sp$	2	Лінійна
AB <sub>3</sub>	$s + p + p$	$sp^2$	3	Трикутна
AB <sub>4</sub>	$s + p + p + p$	$sp^3$	4	Тетраедрична

**Приклад 3.** Як метод молекулярних орбіталей (МО) описує будову двохатомних гомоядерних молекул елементів другого періоду?

*Розв'язок.* Метод валентних зв'язків (ВЗ) не може обґрунтувати низку властивостей і будову деяких молекул (парамагнетизм молекули O<sub>2</sub>; кращу міцність зв'язків у молекулярних йонах F<sub>2</sub><sup>+</sup> і O<sub>2</sub><sup>+</sup>, ніж, відповідно, в молекулах F<sub>2</sub> і O<sub>2</sub>; навпаки, гіршу міцність зв'язку в йоні N<sub>2</sub><sup>+</sup>, ніж в молекулі N<sub>2</sub>; існування молекулярного йону He<sub>2</sub><sup>+</sup> і нестійкість молекули He<sub>2</sub> і т. ін.). Більш плідним виявився інший підхід до обґрунтування ковалентного зв'язку – метод молекулярних орбіталей (МО). У методі МО стан молекули описується як сукупність електронних молекулярних орбіталей. При цьому кількість молекулярних орбіталей дорівнює сумі атомних орбіталей. Молекулярній орбіталі, що виникає від додавання атомних орбіталей (АО), відповідає нижча енергія, ніж вихідним орбіталям. Така МО має підвищену електронну щільність у просторі між ядрами, сприяє утворенню хімічного зв'язку і називається *зв'язуючою*. Молекулярній орбіталі, що утворилася від віднімання атомних, відповідає вища енергія, ніж атомним орбіталям. Електронна щільність у цьому випадку сконцентрована за ядром атома, а між ними – дорівнює нулю. Подібні МО енергетично менш вигідні, ніж вихідні АО, вони приводять до послаблення хімічного зв'язку і називаються *розпушуючими*. Електрони, що займають зв'язуючі та розпушуючі орбіталі, називають зв'язуючими (*зв*) і розпушуючими (*розн*) електронами. Заповнення молекулярних орбіталей відбувається при дотриманні принципу Паулі та правила Хунда зі збільшенням їхньої енергії в такій послідовності:

$$\sigma^{36} 1s < \sigma^{розн} 1s < 1 \sigma^{36} 2s < \sigma^{розн} 2s < \sigma^{36} 2p_x < \pi^{36} 2p_y < \pi^{36} 2p_z < \pi^{розн}$$

$$2p_y = \pi^{розн} 2p_z < \sigma^{розн} 2p_x.$$

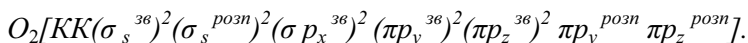
На рисунку зображена енергетична схема утворення молекулярних орбіталей з атомних для двохатомних гомоядерних (того самого елемента) молекул елементів другого періоду. Число зв'язуючих і розпушуючих електронів залежить від їхньої кількості в атомі вихідних елементів.

Слід зазначити, що при утворенні молекул  $B_2$ ,  $C_2$  і  $N_2$  енергія зв'язуючої  $\sigma 2p_x$ -орбіталі більша енергії зв'язуючих  $\pi 2p_y$ - і  $\pi 2p_z$ -орбіталей, тоді як у молекулах  $O_2$  і  $F_2$ , навпаки – енергія, зв'язуючих  $\pi 2p_y$  і  $\pi 2p_z$  – орбіталей більша зв'язуючої енергії  $\sigma 2p_x$ -орбіталі. Це потрібно враховувати при зображенні енергетичних схем (див. рис.1) відповідних молекул.

Порядок зв'язку в молекулі визначається різницею між числом зв'язуючих і розпушуючих орбіталей, поділеною на два. Порядок зв'язку може бути рівним нулю (молекула не існує), цілому або дробовому позитивному числу.

Подібно до електронних формул, що показують розподіл електронів у атомі по атомних орбіталях, у методі МО складаються формули молекул, що відображають їхню електронну конфігурацію. За аналогією з атомними  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - $f$ -орбіталями молекулярні орбіталі позначаються грецькими літерами  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$ ,  $\varphi$ .

Так, електронна конфігурація молекул  $O_2$  описується таким чином:



Літерами КК показано, що чотири  $1s$ -електрони (два зв'язуючих і два розпушуючих) практично не впливають на хімічний зв'язок.

### Контрольні запитання

- Який хімічний зв'язок називають ковалентним? Чим можна пояснити напрямленість ковалентного зв'язку? Як метод валентних зв'язків (ВЗ) пояснює будову молекули води?
- Який ковалентний зв'язок називають полярним? Що є кількісною мірою полярності ковалентного зв'язку? Виходячи зі значень електронегативності атомів відповідних елементів, визначте, який зі зв'язків  $HI$  чи  $HF$  більш полярний.
- Який спосіб утворення ковалентного зв'язку називають донорно-акцепторним? Які хімічні зв'язки є в йонах  $NH_4^+$  і  $BF_4^-$ ? Зазначте донор і акцептор.
- Скільки неспарених електронів має атом Хлору в нормальному і збудженому станах? Розподіліть ці електрони по квантових комірках. Чому дорівнює валентність Хлору, зумовлена неспареними електронами? Наведіть приклади сполук Хлору з цими валентностями.

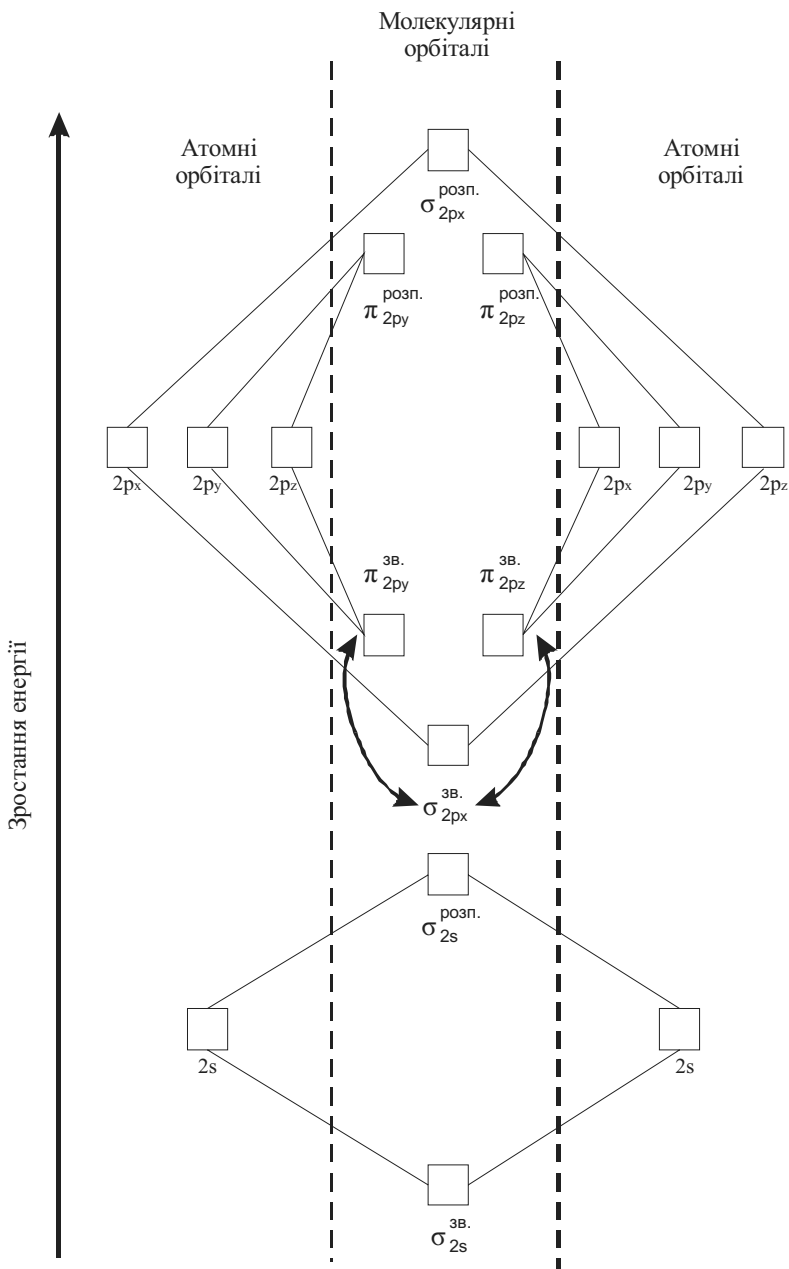


Рис.1

25. Розподіліть електрони атома Сульфуру (сірки) по квантових комірках. Скільки неспарених електронів має Сульфур у нормальному і збудженому станах? Чому дорівнює валентність Сульфуру (сірки), зумовлена неспареними електронами? Наведіть приклади сполук Сульфуру з цими валентностями.
26. Який хімічний зв'язок називають водневим? Між молекулами яких речовин він утворюється? Чому  $\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{HF}$ , маючи меншу молекулярну масу, плавляться і киплять при більш високих температурах, ніж їхні аналоги?
27. Який хімічний зв'язок називають йонним? Який механізм його утворення? Які властивості йонного зв'язку відрізняють його від ковалентного? Наведіть два приклади типових йонних сполук. Напишіть рівняння перетворення відповідних йонів у нейтральні атоми.
28. Що варто розуміти під ступенем окиснення атома? Визначте ступінь окиснення атома Карбону (вуглецю) і його валентність, зумовлену кількістю неспарених електронів, у сполуках  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CO}_2$ .
29. Які сили молекулярної взаємодії називають орієнтаційними, індукційними і дисперсійними? Коли виникають ці сили і яка їхня природа?
30. Намалюйте енергетичну схему утворення молекул  $\text{F}_2$  за методом молекулярних орбіталей (МО). Скільки електронів міститься на зв'язуючих і розпушуючих орбіталах? Чому дорівнює порядок зв'язку в цій молекулі?

### **Енергетика хімічних процесів (термохімічні розрахунки)**

При розв'язку задач цього розділу див. табл. 4.

Науку про взаємні перетворення різних видів енергії називають *термодинамікою*. Термодинаміка встановлює закони цих перетворень, а також напрям довільного плину різних процесів у таких умовах.

При хімічних реакціях відбуваються глибокі якісні зміни в системі, рвуться зв'язки у вихідних речовинах і виникають нові зв'язки в кінцевих продуктах. Ці зміни супроводжуються поглинанням або виділенням енергії. У більшості випадків цією енергією є теплота. Розділ термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називають *термохімією*. Реакції, що супроводжуються виділенням теплоти, називаються *екзотермічними*, а ті, що супроводжуються поглинанням теплоти, – *ендотермічними*. Теплота реакцій є, таким чином, мірою зміни властивостей системи, і знання їх може мати велике значення при визначенні умов протікання тих або інших реакцій.

При будь-якому процесі дотримується закон збереження енергії як прояв більш загального закону природи – закону збереження матерії. Теплота  $Q$ , спожита системою, йде на зміну її внутрішньої енергії  $U$  і на виконання роботи  $A$ :

$$Q=U+A.$$

*Внутрішня енергія системи*  $U$  – це загальний її запас, що включає енергію поступального й обертального руху молекул, енергію внутрішньо-молекулярних коливань атома й атомних груп, енергію руху електронів, внутрішньоядерну енергію і т. д. Внутрішня енергія – повна енергія системи без потенційної енергії, зумовленої положенням системи в просторі без кінетичної енергії системи як цілого. Абсолютне значення внутрішньої енергії  $U$  речовин невідоме, тому що не можна привести систему в стан, позбавлений енергії. Внутрішня енергія, як і будь-який вид енергії, є функцією стану, тобто її зміна однозначно визначається початковим і кінцевим станом системи і не залежить від шляху переходу, по якому протікає процес  $\Delta U = U_2 - U_1$ , де  $\Delta U$  – зміна внутрішньої енергії системи при переході від початкового стану  $U_1$  в кінцевий  $U_2$ . Якщо  $U_2 > U_1$ , то  $\Delta U > 0$ . Якщо  $U_2 < U_1$ , то  $\Delta U < 0$ .

Теплота і робота не є функціями стану, тому що вони є формами передачі енергії і пов'язані з процесом, а не зі станом системи. При хімічних реакціях  $A$  – це робота проти зовнішнього тиску, тобто в першому наближенні  $A = P \Delta V$ , де  $\Delta V$  – зміна об'єму системи ( $V_2 - V_1$ ). Оскільки більшість хімічних реакцій проходить при постійному тиску, то для ізобарно-ізотермічного процесу ( $p = \text{const}$ ,  $T = \text{const}$ ) теплота

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V; \quad Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Суму  $U + PV$  позначимо через  $H$ , тоді

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину  $H$  називають *ентальпією*. Таким чином, теплота при  $p = \text{const}$  і  $T = \text{const}$  набуває властивості функції стану і не залежить від шляху, по якому протікає процес. Звідси теплота реакції в ізобарно-ізотермічному процесі  $Q_p$  дорівнює зміні ентальпії системи  $\Delta H$  (якщо єдиним видом роботи є робота розширення):

$$Q_p = \Delta H.$$

Ентальпія, як і внутрішня енергія, є функцією стану; її зміни ( $\Delta H$ ) визначаються тільки початковими і кінцевими станами системи і не залежать від шляху переходу. Неважно зауважити, що теплота реакції в ізохорно-ізотермічному процесі ( $V = \text{const}$ ;  $T = \text{const}$ ), при якому  $\Delta V = 0$ , дорівнює зміні внутрішньої енергії системи:

$$Q_v = \Delta U.$$

Теплоти хімічних процесів, що протікають при  $p, T = \text{const}$  і  $V, T = \text{const}$ , називають *тепловими ефектами*.

При екзотермічних реакціях ентальпія системи зменшується і  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ), а при ендотермічних – ентальпія системи збільшується і  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ). Надалі теплові ефекти всюди виражаються через  $\Delta H$ .

Термохімічні розрахунки ґрунтуються на законі Гесса:

Тепловий ефект реакції залежить тільки від природи і фізичного стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від шляху переходу.

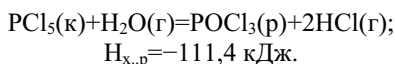
Часто в термохімічних розрахунках застосовують наслідок із закону Гесса: Тепловий ефект реакції ( $\Delta H_{x,p}$ ) дорівнює сумі теплот утворення  $\Delta H_{утв.}$  продуктів реакції за відрахуванням суми теплот утворення вихідних речовин з урахуванням коефіцієнтів перед формулами цих речовин у рівнянні реакції:

$$\Delta H_{x,p} = \sum \Delta H_{утв.}^{прод} - \sum \Delta H_{утв.}^{вих.} \quad (1)$$

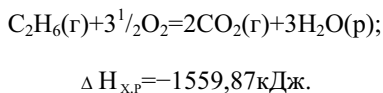
**Приклад 1.** При взаємодії кристалів хлориду фосфору (V) з парою води утвориться рідкий  $POCl_3$  і хлороводень. Реакція супроводжується виділенням 111,4 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції.

*Розв'язок.* Рівняння реакцій, в яких біля символів хімічних сполук вказується їхній агрегатний стан або кристалічна модифікація, а також чисельне значення теплових ефектів, називають *термохімічними*. У термохімічних рівняннях, якщо це спеціально не зазначено, вказуються значення теплових ефектів при постійному тиску  $Q_p$ , які дорівнюють зміні ентальпії системи  $\Delta H$ . Значення  $\Delta H$  зазвичай наводять у правій частині рівняння, відокремлюючи його комою або крапкою з комою. Прийняті такі скорочені позначення агрегатного стану речовин: г – газоподібне; р – рідке; к – кристалічне. Ці символи опускаються, якщо агрегатний стан речовин очевидний.

Якщо в результаті реакції виділяється теплота, тоді  $\Delta H < 0$ . З огляду на сказане складаємо термохімічні рівняння наведеної в прикладі реакції:



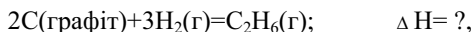
**Приклад 2.** Реакція горіння етану виражається термохімічним рівнянням



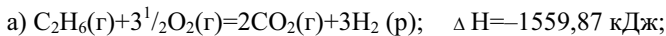
Обчислити теплоту утворення етану, якщо відомі теплоти утворення  $CO_2$  (г) і  $H_2O$  (р) (табл. 4).

*Розв'язок.* Теплотою утворення (ентальпією) указаної сполуки називають тепловий ефект реакції утворення 1 моля цієї сполуки з простих речовин, узятих у їхньому стійкому стані за даних умов. Зазвичай теплоти утворення стосуються стандартного стану: 25°C (298K) і  $1,013 \cdot 10^5$  Па, і позначають через  $\Delta H_{298}^0$ . Оскільки тепловий ефект із температурою змінюється незначно, то тут і надалі індекси опускаються і тепловий ефект позначається через  $\Delta H$ . Отже, потрібно обчислити тепловий ефект реакції,

термохімічне рівняння якої має вигляд:



виходячи з таких даних:

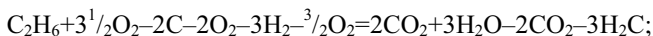


Таблиця 4

Стандартні теплоти (ентальпії) утворення  $\Delta H_{298}^0$  деяких речовин

Сполука	Стан	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль	Сполука	Стан	$\Delta H_{298}^0$ , кДж/моль
$\text{C}_2\text{H}_2$	г	+226,75	CO	г	-110,52
$\text{CS}_2$	г	+115,28	$\text{CH}_3\text{OH}$	г	-201,17
NO	г	+90,37	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	г	-235,31
$\text{C}_6\text{H}_6$	г	+82,93	$\text{H}_2\text{O}$	г	-241,83
$\text{C}_2\text{H}_4$	г	+52,28	$\text{H}_2\text{O}$	р	-285,84
$\text{H}_2\text{S}$	г	-20,15	$\text{NH}_4\text{Cl}$	к	-315,39
$\text{NH}_3$	г	-46,19	$\text{CO}_2$	г	-393,51
$\text{CH}_4$	г	-74,85	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	к	-822,10
$\text{C}_2\text{H}_6$	г	-84,67	$\text{Ca(OH)}_2$	к	-986,50
HCl	г	-92,31	$\text{Al}_2\text{O}_3$	к	-1699,80

На підставі закону Гесса термохімічними рівняннями можна оперувати так само, як і алгебраїчними. Для одержання розрахункового результату треба рівняння (б) помножити на 2, рівняння (в) – на 3, а потім суму цих рівнянь відняти з рівняння (а):



$$\Delta H=-1559,87-2(-393,51)-3(-285,84)=+84,67 \text{ кДж};$$

$$\Delta H=-1559,87+787,02+857,52; \text{C}_2\text{H}_6=2\text{C}+3\text{H}_2;$$

$$\Delta H=+84,67 \text{ кДж}.$$

Оскільки теплота утворення дорівнює теплоті розкладання із зворотним знаком, то  $\Delta H^{\text{утв}}=-84,67 \text{ кДж}$ . До того ж результату прийдемо, якщо для

розв'язання задачі застосувати висновок із закону Гесса:

$$\Delta H_{x,p} = 2\Delta H_{\text{CO}_2} + 3\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6} - 3\frac{1}{2}\Delta H_{\text{O}_2}$$

Враховуючи, що теплоти утворення простих речовин умовно прийняті рівними нулю,

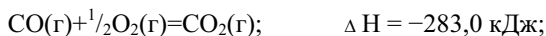
$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2\Delta H_{\text{CO}_2} + 3\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - H_{x,p};$$

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H^{\text{yTB}}_{\text{C}_2\text{H}_6}(\text{г}) = -84,67 \text{ кДж.}$$

### Контрольні запитання

31. Газоподібний етиловий спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  можна одержати при взаємодії етилену  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$  і водяної пари. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. Відповідь:  $-45,76$  кДж.
32. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення оксиду заліза (II) воднем, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



*Відповідь:*  $+27,99$  кДж.

33. При взаємодії газоподібних сірководню і діоксиду вуглецю утворюється пара води і сірковуглець  $\text{CS}_2(\text{г})$ . Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. *Відповідь:*  $+65,43$  кДж.
34. Напишіть термохімічне рівняння реакції між  $\text{CO}(\text{г})$  і воднем, у результаті якої утворюється  $\text{CH}_4(\text{г})$  і  $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ . Скільки теплоти виділиться при цій реакції, якщо було отримано  $67,2$  л метану в перерахуванні на нормальні умови? *Відповідь:*  $618,48$  кДж.
35. Кристалічний хлорид амонію утворюється при взаємодії газоподібних аміаку і хлороводню. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. Скільки теплоти виділиться, якщо в реакції було витрачено  $10$  л аміаку в перерахуванні на нормальні умови? *Відповідь:*  $78,97$  кДж.
36. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення метану? Обчисліть

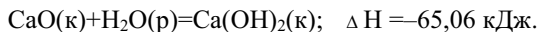
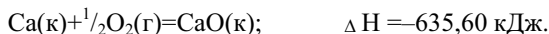


теплоту утворення метану, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



*Відповідь:*  $-74,88 \text{ кДж}$ .

37. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення гідроксиду кальцію? Обчислити теплоту утворення гідроксиду кальцію, виходячи з таких термохімічних рівнянь:



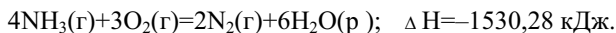
*Відповідь:*  $-986,50 \text{ кДж}$ .

38. Тепловий ефект реакції спалювання рідкого бензолу з утворенням пари води і діоксиду вуглецю дорівнює  $-3135,58 \text{ кДж}$ . Складіть термохімічне рівняння цієї реакції й обчисліть теплоту утворення  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})$ .

*Відповідь:*  $+49,03 \text{ кДж}$ .

39. При згоранні газоподібного аміаку утворюються пара води й оксид азоту. Скільки теплоти виділиться при цій реакції, якщо було отримано  $44,8 \text{ л NO}$  у перерахуванні на нормальні умови? *Відповідь:*  $-452,37 \text{ кДж}$ .

40. Реакція горіння аміаку виражається таким термохімічним рівнянням:



Обчисліть теплоту утворення  $\text{NH}_3(\text{г})$ . *Відповідь:*  $-46,19 \text{ кДж/моль}$ .

### Хімічна спорідненість

При розв'язку задач цього розділу див. табл. 4–6.

Довільно можуть протікати реакції, що супроводжуються не тільки виділенням, а й поглинанням теплоти.

Реакція, що протікає при одній температурі з виділенням теплоти, при іншій температурі проходить із поглинанням теплоти. Тут проявляється діалектичний закон єдності і боротьби протилежностей. З одного боку, система прагне до упорядкування (агрегації) і зменшення  $H$ ; з іншого боку, система прагне до безладдя (деагрегації).

Перша тенденція зростає зі зниженням, а друга – із підвищенням температури. Тенденцію до безладдя характеризує величина, яку називають

ентропією.

Ентропія  $S$ , так само як і внутрішня енергія  $U$ , ентальпія  $H$ , об'єм  $V$  та ін., є здатністю речовини, пропорційною його кількості.  $S$ ,  $U$ ,  $H$ ,  $V$  мають аддіативні властивості, тобто при зіткненні системи сумуються. Ентропія відбиває рух частин речовини і є мірою *непорядкованості системи*. Вона зростає зі збільшенням руху частин: при нагріванні, випаровуванні, плавленні, розширенні газу, при ослабленні або розриві зв'язків між атомами тощо. Процеси, зв'язані з упорядкованістю системи, – конденсація, кристалізація, стиск, зміцнення зв'язків, полімеризація і т. п. – ведуть до зменшення ентропії. Ентропія є функцією стану, тобто її зміна ( $\Delta S$ ) залежить тільки від початкового ( $S_1$ ) і кінцевого ( $S_2$ ) стану і не залежить від самого процесу:

$$\Delta S_{x.p.} = \sum S_{\text{прод.}}^0 - \sum S_{\text{вих.}}^0 \quad (2)$$

$\Delta S = S_2 - S_1$ . Якщо  $S_2 > S_1$ , то  $\Delta S > 0$ . Якщо  $S_2 < S_1$ , то  $\Delta S < 0$ .

Оскільки ентропія зростає при підвищенні температури, то можна вважати, що міра безладдя  $\approx T \cdot \Delta S$ . Ентропія виражається в Дж/(моль·К). Таким чином, рушійна сила процесу складається з двох сил: прагнення до упорядкування ( $H$ ) і прагнення до безладдя ( $TS$ ). При  $p = \text{const}$  і  $T = \text{const}$  загальну рушійну силу процесу, що позначають  $\Delta G$ , можна визначити із співвідношення

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1); \quad \Delta G = \Delta H - T \Delta S. \quad (3)$$

Величину  $G$  називають ізобарно-ізотермічним потенціалом, або енергією Гіббса. Отже, мірою хімічної спорідненості є спад енергії Гіббса ( $\Delta G$ ), що залежить від природи речовини, її кількості і від температури. Енергія Гіббса є функцією стану, тому

$$\Delta G_{x.p.} = \sum G_{\text{прод.}} - \sum G_{\text{вих.}} \quad (4)$$

Процеси, що самовільно протікають, ідуть у бік зменшення потенціалу, зокрема зменшення  $\Delta G$ . Якщо  $G < 0$  – процес принципово може відбуватися; якщо  $\Delta G > 0$  – процес самовільно проходити не може. Чим менше  $\Delta G$ , тим сильніше прагнення до протікання цього процесу і тим далі він від стану рівноваги, при якому  $\Delta G = 0$  і  $\Delta H = T \Delta S$ .

Із співвідношення  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  видно, що самовільно можуть протікати і процеси, для яких  $\Delta H > 0$  (ендотермічні). Це можливо, коли  $\Delta S > 0$ , але  $|T \Delta S| > |\Delta H|$ , і тоді  $\Delta G < 0$ . З іншого боку, екзотермічні реакції ( $\Delta H < 0$ ) самовільно не протікають, якщо при  $\Delta S < 0$  виявиться, що  $\Delta G > 0$ .

**Приклад 1.** У якому стані ентропія 1 моля речовини більша: у кристалічному чи в пароподібному при тій самій температурі?

*Розв'язок.* Ентропія є міра непорядкованості стану речовини. У кристалі частинки (атоми, йони) розташовані впорядковано і можуть знаходитися лише у визначених точках простору, а для газу таких обмежень немає. Об'єм 1 моля газу набагато більший, ніж об'єм 1 моля кристалічної

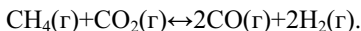
речовини; можливість хаотичного руху молекул газу більша. Оскільки ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, то ентропія 1 моля парів речовини більша ентропії 1 моля його кристалів при однаковій температурі.

Таблиця 5

Стандартна енергія Гіббса, утворення  $\Delta G_{298}^0$  деяких речовин

Речовина	Стан	$\Delta G_{298}^0$ , кДж/моль	Речовина	Стан	$\Delta G_{298}^0$ , кДж/моль
BaCO <sub>3</sub>	к	-1138,8	FeO	к	-244,3
CaCO <sub>3</sub>	к	-1128,75	H <sub>2</sub> O	ж	-237,19
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	к	-1014,2	H <sub>2</sub> O	г	-228,59
BeCO <sub>3</sub>	к	-944,75	PbO <sub>2</sub>	к	-219,0
CaO	к	-604,2	CO	г	-137,27
BeO	к	-581,61	CH <sub>4</sub>	г	-50,79
BaO	к	-528,4	NO <sub>2</sub>	г	+51,81
CO <sub>2</sub>	г	-394,38	NO	г	+86,69
NaCl	к	-384,03	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	+209,20
ZnO	к	-318,2			

**Приклад 2.** Пряма чи зворотна реакція буде протікати при стандартних умовах у системі



*Розв'язок.* Для відповіді на питання варто обчислити  $\Delta G_{298}^0$  прямої реакції. Значення  $\Delta G_{298}^0$  відповідних речовин наведені в табл. 5. Знаючи, що  $\Delta G$  є функцією стану і що  $\Delta G$  для простих речовин, що перебувають у стійких (за стандартних умов) агрегатних станах, дорівнює нулю, знаходимо  $\Delta G_{298}^0$  процесів:

$$\Delta G_{298}^0 = 2 \cdot (-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63 \text{ кДж.}$$

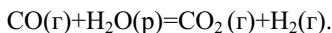
Те, що  $\Delta G_{298}^0 > 0$ , вказує на неможливість довільного протікання прямої реакції при  $T = 298 \text{ К}$  і рівності тисків узятих газів  $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$  (що дорівнює  $760 \text{ мм рт. ст.} = 1 \text{ атм}$ ).

Таблиця 6

Стандартні абсолютні ентропії  $S_{298}^0$  деяких речовин

Речовина	Стан	$S_{298}^0$ Дж/(моль·К)	Речовина	Стан	$S_{298}^0$ Дж/(моль·К)
C	Алмаз	2,44	H <sub>2</sub> O	г	188,72
C	Графіт	5,69	N <sub>2</sub>	г	191,49
Fe	к	27,2	NH <sub>3</sub>	г	192,50
Ti	к	30,7	CO	г	197,91
S	Ромб	31,9	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	200,82
TiO <sub>2</sub>	к	50,3	O <sub>2</sub>	г	205,03
FeO	к	54,0	H <sub>2</sub> S	г	205,64
H <sub>2</sub> O	р	69,94	NO	г	210,20
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	89,96	CO <sub>2</sub>	г	213,65
NH <sub>4</sub> Cl	к	94,5	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	219,45
CH <sub>3</sub> OH	р	126,8	Cl <sub>2</sub>	г	222,95
H <sub>2</sub>	г	130,59	NO <sub>2</sub>	г	240,46
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	к	146,4	PCl <sub>3</sub>	г	311,66
CH <sub>4</sub>	г	186,19	PCl <sub>5</sub>	г	352,71
HCl	г	186,68			

**Приклад 3.** На підставі стандартних теплот утворення (табл. 4) і абсолютних стандартних ентропій речовин (табл. 6) обчисліть  $\Delta G_{298}^0$  реакції, що протікає згідно з рівнянням

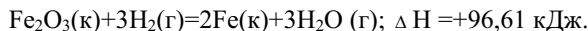


*Розв'язок:*  $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$ ;  $\Delta H$  і  $\Delta S$  – функції стану, тому  
 $\Delta H_{x.p.}^0 = \sum H_{\text{прод.}}^0 - \sum H_{\text{вих.}}^0$ ;  $\Delta S_{x.p.}^0 = \sum S_{\text{прод.}}^0 - \sum S_{\text{вих.}}^0$ ;  
 $\Delta H_{x.p.}^0 = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = +2,85$  кДж;

$$\Delta S_{x.p.}^0 = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = 76,39 = 0,07639 \text{ кДж/(моль·К)};$$

$$G^0 = +2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж.}$$

**Приклад 4.** Реакція відновлення Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> воднем протікає згідно рівняння



Чи можлива ця реакція за стандартних умов, якщо зміна ентропії  $\Delta S = 0,1387$  кДж/(моль·К). При якій температурі почнеться відновлення Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?

*Розв'язок:* Обчислюємо  $\Delta G^0$  реакції:

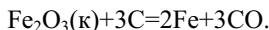
$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28 \text{ кДж.}$$

Оскільки  $\Delta G > 0$ , то реакція за стандартних умов неможлива; навпаки, за цих умов іде зворотна реакція окиснення Феруму (заліза) – корозія. Знайдемо температуру, при якій  $\Delta G = 0$ :

$$\Delta H = T \Delta S; \quad T = \Delta H / \Delta S = 96,61 / 0,1387 = 696,5 \text{ К.}$$

Отже, при температурі  $\approx 696,5 \text{ К}$  почнеться реакція відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Іноді цю температуру називають температурою початку реакції.

**Приклад 5.** Обчисліть  $\Delta H^0$ ,  $\Delta S^0$  і  $\Delta G^0$  реакції, що протікає за рівнянням:



Чи можлива реакція відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  вуглецем при температурах 500 і 1 000 К?

*Розв'язок.*  $\Delta H_{\text{x,p}}^0$  і  $\Delta S_{\text{x,p}}^0$  знаходимо із співвідношень (1) і (2) так само, як у прикладі 3:

$$\Delta H_{\text{x,p}}^0 = [3(-110,52) + 2 \cdot 0] - [-822,10 + 3 \cdot 0] = -331,56 + 822,10 = +490,54 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{\text{x,p}}^0 = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,91) - (89,96 + 3 \cdot 5,69) = 541,1 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Енергію Гіббса при відповідних температурах знаходимо із співвідношення  $\Delta G_T^0 = \Delta H^0 - T \Delta S$ :

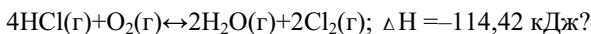
$$\Delta G_{500} = 490,54 - 500 \cdot 541,1 / 1000 = +219,99 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{1000} = 490,54 - 1000 \cdot 541,1 / 1000 = -50,56 \text{ кДж}.$$

Оскільки  $\Delta G_{500} > 0$ , а  $\Delta G_{1000} < 0$ , то відновлення  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  вуглецем можливо при 1000 К і неможливо при 500 К.

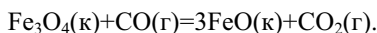
### Контрольні запитання

41. За якої температури наступить рівновага системи



*Відповідь:* 891 К.

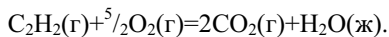
42. Відновлення  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  оксидом вуглецю проходить за рівняння:



Обчисліть  $\Delta G_{298}^0$  і зробіть висновок про можливість довільного протікання

цієї реакції за стандартних умов. Чому дорівнює  $\Delta S_{298}^0$  у цьому процесі?  
*Відповідь:* +24,19 кДж; +31,34 Дж/(моль·К).

43. Реакція горіння ацетилену проходить за рівнянням



Обчисліть  $\Delta G_{298}^0$  та  $\Delta S_{298}^0$ . Поясніть зменшення ентропії в результаті цієї реакції.

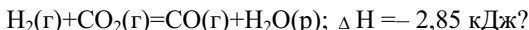
*Відповідь:* -1235,15 кДж; -216,15 Дж/(моль·К).

44. Зменшується або збільшується ентропія при переходах:

а) води в парі; б) графіту в алмаз? Чому? Обчисліть  $\Delta S_{298}^0$  для кожного перетворення. Зробіть висновок про кількісну зміну ентропії при фазових і алотропічних перетвореннях.

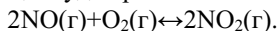
*Відповідь:* а) 118,78 Дж/(моль·К); б) -3,25 Дж/(моль·К).

45. Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція



Знаючи тепловий ефект реакції й абсолютні стандартні ентропії відповідних речовин, визначите  $\Delta G_{298}^0$  цієї реакції. *Відповідь:* +19,91 кДж.

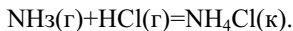
46. Пряма або зворотна реакція буде протікати за стандартних умов у системі



Відповідь мотивуйте, розраховавши  $\Delta G_{298}^0$  прямої реакції.

*Відповідь:* -69,70 кДж.

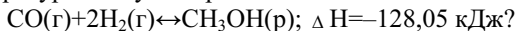
47. Виходячи зі значень стандартних теплот утворення і абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин, обчисліть  $\Delta G_{298}^0$  реакції, що протікає за рівнянням:



Чи може ця реакція за стандартних умов проходити довільно?

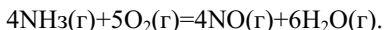
*Відповідь:* -92,08 кДж.

48. За якої температури наступить рівновага системи



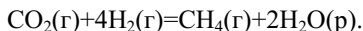
*Відповідь:*  $\approx 385,5 \text{ К}$ .

49. На підставі стандартних теплот утворення й абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин обчисліть  $\Delta G_{298}^0$  реакції, що протікає за рівнянням:



Чи можлива ця реакція за стандартних умов? *Відповідь:* -957,77 кДж.

50. На підставі стандартних теплот утворення й абсолютних стандартних ентропій відповідних речовин обчисліть  $\Delta G^{\circ}_{298}$  реакції, що протікає за рівнянням:



Чи можлива ця реакція за стандартних умов? *Відповідь:*  $-130,89$  кДж.

## Властивості розчинів

**Приклад 1.** Обчисліть температури кристалізації і кипіння 2%-го водного розчину глюкози  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

*Розв'язок.* За законом Рауля зниження температури кристалізації і підвищення температури кипіння розчину ( $\Delta t$ ) порівнянно з температурами кристалізації і кипіння розчинника виражають рівнянням

$$t = K \frac{m}{M m_1}, \quad (1)$$

де  $K$  – криоскопічна або ебуліоскопічна константа. Для води вони відповідно дорівнюють 1,86 і 0,52;  $m$  і  $M$  – відповідно, маса розчиненої речовини і її молярна маса;  $m_1$  – маса розчинника.

Зниження температури кристалізації 2%-го розчину  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  знаходимо з формули (1):

$$t = 1,86 \frac{2}{180} \frac{1000}{98} = 0,21 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Вода кристалізується при  $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ , отже, температура кристалізації розчину  $0 - 0,21 = -0,21 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

З формули (1) знаходимо і підвищення температури кипіння 2%-го розчину:

$$t = 1,52 \frac{2}{180} \frac{1000}{98} = 0,06 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Вода кипить при  $100 \text{ } ^\circ\text{C}$ , отже, температура кипіння цього розчину  $100 + 0,06 = 100,06 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

**Приклад 2.** Розчин, що містить 1,22 г бензойної кислоти ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) у 100 г сірковуглецю, кипить при  $46,529 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Температура кипіння сірковуглецю  $46,3 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Обчисліть ебуліоскопічну константу сірковуглецю.

*Розв'язок.* Підвищення температури кипіння  $\Delta t = 46,529 - 46,3 = 0,229$ . Молярна маса бензойної кислоти  $122 \text{ г/моль}$ . З формули (1) знаходимо ебуліоскопічну константу:

$$K_{\text{об}} = \frac{t \cdot M \cdot m_1}{m \cdot 1000} = \frac{0,229 \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

**Приклад 3.** Розчин, що містить 11,04 г гліцерину в 800 г води, кристалізується при  $-0,279 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Обчисліть молярну масу гліцерину.

*Розв'язок:* Температура кристалізації чистої води  $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ , отже, зниження температури кристалізації  $\Delta t = 0 - (-0,279) = 0,279^\circ$ . Малу гліцерину  $m$  (г), що припадає на 1000 г води, знаходимо з формули:

$$m = \frac{11,04 \cdot 1000}{800} = 13,8.$$

Підставляючи в рівняння

$$M = K \frac{m}{\Delta t}, \quad (2)$$

дані, обчислюємо молярну масу гліцерину:

$$M = \frac{1,86 \cdot 13,8}{0,279} = 92 \text{ г/моль}.$$

**Приклад 4.** Обчисліть відсоткову концентрацію водного розчину сечовини  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , знаючи, що температура кристалізації цього розчину  $-0,465 \text{ } ^\circ\text{C}$ .

*Розв'язок.* Температура кристалізації чистої води  $0 \text{ } ^\circ\text{C}$ , отже,  $\Delta t = 0 - (-0,465) = 0,465^\circ$ . Молярна маса сечовини  $60 \text{ г/моль}$ . Знаходимо масу  $m$  (г) розчиненої речовини, що припадає на 100 г води, із формули (2):

$$m = \frac{t \cdot M}{K} = \frac{0,465 \cdot 60}{1,86} = 15.$$

Загальна маса розчину, що містить 15 г сечовини, становить  $100 + 15 = 115 \text{ г}$ . Відсотковий вміст сечовини в цьому розчині знаходимо із співвідношення:

у 115 г розчину – 15 г речовини

«100»

«x»

$x = 1,48 \text{ } \%$ .



## Контрольні запитання

51. Розчин, що містить 0,512 г неелектроліту в 100 г бензолу, кристалізується при  $5,296\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Температура кристалізації бензолу  $5,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Кріоскопічна константа  $5,1^{\circ}$ . Обчисліть молярну масу розчиненої речовини.  
*Відповідь:* 128 г/моль.
52. Обчисліть відсоткову концентрацію водяного розчину цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , знаючи, що температура кристалізації розчину  $-0,93\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Кріоскопічна константа води  $1,86^{\circ}$ .  
*Відповідь:* 14,6 %.
53. Обчисліть температуру кристалізації розчину сечовини  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , що містить 5 г сечовини в 150 г води. Кріоскопічна константа води  $1,86^{\circ}$ .  
*Відповідь:*  $-1,03\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
54. Розчин, що містить 3,04 г камфори  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$  у 100 г бензолу, кипить при  $80,714\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Температура кипіння бензолу  $80,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Обчисліть ебуліоскопічну константу бензолу. *Відповідь:*  $2,57^{\circ}$ .
55. Обчисліть відсоткову концентрацію водяного розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ . Знаючи, що цей розчин кипить при  $100,39\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Ебуліоскопічна константа води  $0,52$ . *Відповідь:* 6,45 %.
56. Обчисліть молярну масу неелектроліту, знаючи, що розчин, який містить 2,25 г цієї речовини в 250 г води, кристалізується при  $-0,279\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Кріоскопічна константа води  $1,86^{\circ}$ . *Відповідь:* 60 г/моль.
57. Обчисліть температуру кипіння 5%-го розчину нафталіну  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  у бензолі. Температура кипіння бензолу  $80,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ; ебуліоскопічна константа –  $2,57^{\circ}$ .  
*Відповідь:*  $81,25\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
58. Розчин, що містить 25,65 г деякого неелектроліту в 300 г води, кристалізується при  $-0,465\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Обчисліть молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води  $1,86^{\circ}$ . *Відповідь:* 342 г/моль.
59. Температура кристалізації розчину, що містить 66,3 г деякого неелектроліту в 500 г води, дорівнює  $-0,558\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Обчисліть молярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води  $1,86^{\circ}$ .  
*Відповідь:* 442 г/моль.
60. Скільки грамів фенолу  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  варто розчинити в 125 г бензолу, щоб температура кристалізації розчину була нижче температури кристалізації бензолу на  $1,7^{\circ}$ ? Кріоскопічна константа бензолу  $5,1^{\circ}$ . *Відповідь:* 3,91 г.

## Реакції обміну

При розв'язанні цих задач користуйтеся таблицею розчинності (див. Додаток А).

Добре відомо, що одні речовини в розчиненому або розплавленому вигляді проводять електричний струм, інші за таких самих умов струм не проводять.

До електролітів належать кислоти, основи і майже всі солі, до неелектролітів – більшість органічних сполук, а також речовини, в молекулах яких є тільки ковалентні неполярні або малополярні зв'язки.

Електроліти – провідники другого роду. У розчині або розплаві молекули розпадаються на йони, завдяки чому і проходить струм. Очевидно, чим більше йонів у розчині, тим краще він проводить електричний струм. Чиста вода електричний струм проводить дуже погано.

*Розпад електролітів на йони під час розчинення їх у воді називається електролітичною дисоціацією.*

Так, хлорид натрію  $\text{HCl}$  при розчиненні у воді повністю розпадається на йони натрію  $\text{H}^+$  і хлорид-йони  $\text{Cl}^-$ . Вода утворює йони гідрогену  $\text{H}^+$  та гідроксид-йони  $\text{OH}^-$  лише в дуже незначних кількостях.

Для пояснення особливостей водних розчинів електролітів шведський учений С. Арреніус у 1887 р. запропонував теорію електролітичної дисоціації. Пізніше вона була розвинута багатьма вченими на основі вчення про будову атомів і хімічний зв'язок.

Сучасний зміст цієї теорії можна звести до таких трьох положень:

1. *Електроліти під час розчинення у воді розпадаються (дисоціюють) на йони – позитивні і негативні.*

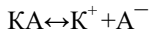
Йони перебувають у стійкіших електронних станах, ніж атоми. Вони можуть складатися з одного атома – це прості йони ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  тощо) або з кількох атомів – це складні йони ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  тощо). Багато йонів забарвлені. Наприклад, йон  $\text{MnO}_4^-$  має малиновий колір, йон  $\text{CrO}_4^{2-}$  – жовтий, йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$  – безбарвні. Сама назва «йон» у перекладі з грецької означає «мандрівний». У розчині йони безладно переміщуються («мандрують») у різних напрямках.

2. *Під дією електричного струму йони набувають спрямованого руху: позитивно заряджені йони переміщуються до катода. Негативно заряджені – до анода. Тому перші називаються катіонами, другі – аніонами.*

Спрямоване переміщення йонів відбувається внаслідок притягання їх протилежно зарядженими електродами.

2. *Дисоціація – оборотний процес: паралельно з розщепленням молекул на йони (дисоціація) відбувається процес сполучення йонів (асоціація).*

3. Тому в рівняннях електролітичної дисоціації замість знака «дорівнює» ставлять знак оборотності. Наприклад, рівняння дисоціації молекули електроліту  $\text{KA}$  на катіон  $\text{K}^+$  і аніон  $\text{A}^-$  в загальному вигляді записується так:



4. Теорія електролітичної дисоціації є однією з основних теорій в неорганічній хімії і повністю узгоджується з атомно-молекулярним ученням і теорією будови атома.

**Ступінь дисоціації.** Оскільки електролітична дисоціація – процес оборотний, то в розчинах електролітів поряд з їх йонами є й молекули. Тому розчини електролітів характеризуються ступенем дисоціації (позначається грецькою буквою «альфа» –  $\alpha$ ).

**Ступінь дисоціації** – це відношення числа молекул  $n$ , що розпалися на йони, до загального числа молекул розчиненої речовини  $N$ :

$$\alpha = n/N.$$

Ступінь дисоціації електроліту визначається експериментально і виражається в частках одиниці або у відсотках. Якщо  $\alpha = 0$ , то дисоціації немає, а якщо  $\alpha = 1$  або 100 %, то електроліт повністю розпадається на йони. Якщо ж  $\alpha = 20$  %, то це означає, що зі 100 молекул даного електроліту 20 розпалося на йони.

Різні електроліти мають неоднаковий ступінь дисоціації. Досвід показує, що він залежить від концентрації електроліту і від температури. Із зменшенням концентрації електроліту, тобто при розбавленні його водою, ступінь дисоціації завжди збільшується. Як правило, збільшується ступінь дисоціації і при підвищенні температури. За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні і слабкі.

**Сильні і слабкі електроліти.** Сильні електроліти під час розчинення у воді повністю дисоціюють на йони. До них належать:

- 1) майже всі солі;
- 2) багато мінеральних кислот,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ,  $KMnO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ ;
- 3) основи лужних і лужно-земельних металів.

Слабкі електроліти під час розчинення у воді лише частково дисоціюють на йони. До них належать:

- 1) майже всі органічні кислоти;
- 2) деякі мінеральні кислоти, наприклад  $H_2CO_3$ ,  $H_2S$ ,  $HClO$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $HCN$ ;
- 3) багато основ металів (крім основ лужних і лужно-земельних металів), а також  $NH_4OH$ .

До слабких електролітів належать вода,  $NH_4OH$ ,  $H_2SO_3$ .

Йонно-молекулярні, або просто йонні, рівняння реакцій обміну відбувають стан електроліту в розчині. У цих рівняннях сильні розчинні електроліти, оскільки вони цілком дисоційовані, записують у вигляді йонів, а слабкі електроліти, малорозчинні і газоподібні речовини записують у молекулярній формі.

У йонно-молекулярному рівнянні однакові йони з обох його частин виключаються, оскільки не беруть участі у реакції. При складанні йонно-

молекулярних рівнянь варто пам'ятати, що сума електричних зарядів у лівій частині рівняння має дорівнювати сумі електричних зарядів у правій частині рівняння.

**Приклад 1.** Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії між водяними розчинами таких речовин: а) HCl і NaOH; б) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> і Na<sub>2</sub>S; в) NaClO і HNO<sub>3</sub>; г) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> і H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; д) CH<sub>3</sub>COOH і NaOH.

*Розв'язок.* Запишемо рівняння взаємодії зазначених речовин у молекулярному вигляді:

- а)  $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{PbS} + 2\text{NaNO}_3$ ;
- в)  $\text{NaClO} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{HClO}$ ;
- г)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- д)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} = \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ .

Відзначимо, що взаємодія цих речовин можлива, тому що в результаті відбувається зв'язування йонів з утворенням слабких електролітів (H<sub>2</sub>O, HClO), осаду (PbS), газу (CO<sub>2</sub>).

У реакції (д) два слабких електроліти, але оскільки *реакції йдуть у бік більшого зв'язування йонів* і вода – слабкіший електроліт, ніж оцтова кислота, то рівновага реакції зміщена у бік утворення води. Виключивши однакові йони з обох частин рівняння: а) Na<sup>+</sup> і Cl<sup>-</sup>; б) Na<sup>+</sup> і NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; в) Na<sup>+</sup> і NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; г) K<sup>+</sup> і SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>; д) Na<sup>+</sup>, отримаємо йонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій:

- а)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}$ ;
- в)  $\text{ClO}^- + \text{H}^+ = \text{HClO}$ ;
- г)  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- д)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$ .

**Приклад 2.** Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають такі йонно-молекулярні рівняння:

- а)  $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{PbCrO}_4$ ;
- в)  $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ .

Вільні йони, які знаходяться у лівій частині цих йонно-молекулярних рівнянь, утворюються при дисоціації розчинних сильних електролітів. Тому при складанні молекулярних рівнянь варто виходити із відповідних розчинних сильних електролітів. Наприклад:

- а)  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$ ;
- в)  $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

## Контрольні запитання

61. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $K_2S$  і  $HCl$ ; б)  $FeSO_4$  і  $(NH_4)_2S$ ; в)  $Cr(OH)_3$  і  $KOH$ .
62. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $KHCO_3$  і  $H_2SO_4$ ; б)  $Al(OH)_3$  і  $NaOH$ ; в)  $CaCl_2$  і  $AgNO_3$ .
63. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $CuSO_4$  і  $H_2S$ ; б)  $BaCO_3$  і  $HNO_3$ ; в)  $FeCl_3$  і  $KOH$ .
64. Складіть молекулярні рівняння реакцій, виходячи з таких йонно-молекулярних рівнянь:  
а)  $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$ ;  
б)  $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$ .
65. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $Sn(OH)_2$  і  $HCl$ ; б)  $BeSO_4$  і  $KOH$ ; в)  $NH_4Cl$  і  $Ba(OH)_2$ .
66. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $AgNO_3$  і  $K_2CrO_4$ ; б)  $Pb(NO_3)_2$  і  $KI$ ; в)  $CdSO_4$  і  $Na_2S$ .
67. Складіть молекулярні рівняння реакцій, виходячи з таких йонно-молекулярних рівнянь:  
а)  $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$ ;  
б)  $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$ ;  
в)  $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$ .
68. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $Na_3PO_4$  і  $CaCl_2$ ; б)  $K_2CO_3$  і  $BaCl_2$ ; в)  $ZnCl_2$  і  $KOH$ .
69. Складіть молекулярні рівняння реакцій, виходячи з таких йонно-молекулярних рівнянь:  
а)  $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$ ;  
б)  $Cd^{2+} + 2OH^- = Cd(OH)_2$ ;  
в)  $H^+ + NO_2^- = HNO_2$ .
70. Складіть молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій взаємодії в розчинах між: а)  $FeCl_3$  і  $KOH$ ; б)  $NiSO_4$  і  $(NH_4)_2S$ ; в)  $MgCO_3$  і  $HNO_3$ .

## Гідроліз солей

Хімічна обмінна взаємодія йонів розчиненої солі з водою, що приводить до утворення продуктів, які слабко дисоціюють (молекул слабких кислот або основ, аніонів кислих або катіонів основних солей), і супроводжується зміною рН середовища, називається **гідролізом**.

### Дисоціація води, рН

Вода, як слабкий електроліт, незначною мірою дисоціює на йони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , що перебувають у рівновазі з недисоційованими молекулами.

Концентрацію йонів звичайно виражають у молях йонів в 1 л. Як видно з рівняння дисоціації води, у ній величини  $[\text{H}^+]$  і  $[\text{OH}^-]$  однакові. Експериментально встановлено, що в одному літрі води при кімнатній температурі (22 °С) дисоціації піддається лише  $10^{-7}$  моль води і при цьому утворюється  $10^{-7}$  моль/л йонів  $\text{H}^+$  і  $10^{-7}$  моль/л йонів  $\text{OH}^-$ .

Добуток концентрації йонів гідрогену і гідроксид-йонів у воді називається **йонним добутком води** (позначається  $K_{\text{в}}$ ). При певній температурі  $K_{\text{в}}$  – величина стала, чисельно, дорівнює при 22 °С  $10^{-14}$ :

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Сталість добутку  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  означає, що в будь-якому водному розчині ні концентрація йонів гідрогену, ні концентрація гідроксид-йонів не може дорівнювати нулю. Іншими словами, будь-який водний розчин кислоти, основи або солі містить як  $[\text{H}^+]$ , та і  $[\text{OH}^-]$ -йони. Дійсно, для чистої води  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Зі сталості добутку  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  випливає, що при збільшенні концентрації одного з йонів води відповідно зменшується концентрація іншого йона. Це дозволяє обчислити концентрацію  $\text{H}^+$ -йонів, якщо відома концентрація  $\text{OH}^-$ -йонів, і навпаки. Наприклад, якщо у водному розчині  $[\text{H}^+] = 10^{-3}$  моль/л, то  $[\text{OH}^-]$  визначатиметься так:

$$[\text{OH}^-] = K_{\text{в}} / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Отже, кислотність і основність розчину можна виражати через концентрацію йонів  $\text{H}^+$  або йонів  $\text{OH}^-$ . На практиці користуються першим способом. Тоді для нейтрального розчину  $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ , для кислого  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ , для лужного  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л.

Щоб уникнути незручностей, зв'язаних із застосуванням чисел із від'ємними показниками ступеня, концентрацію гідрогенних йонів прийнято виражати через гідрогенний показник, що позначається символом рН.

Гідрогенним показником рН називається десятковий логарифм концентрації гідрогенних йонів, взятий з протилежним знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+],$$

або

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}},$$

де  $[\text{H}^+]$  – концентрація йонів гідрогену, моль/л.

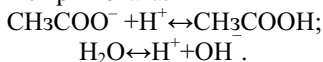
За допомогою рН реакція розчинів характеризується так:

нейтральна – рН = 7,

кисла – рН < 7,

лужна – рН > 7.

**Гідроліз солей.** Досвід показує, що розчини середніх солей мають лужну, кислу або нейтральну реакцію, хоча вони і не містять ні гідрогенних, ні гідроксильних йонів. Пояснення цьому факту слід шукати у взаємодії солей з водою. Розглянемо, наприклад, розчин ацетату натрію  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , що має лужну реакцію. Ацетат натрію, як сильний електроліт, під час розчинення у воді повністю дисоціює на йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . Останні взаємодіють з  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  йонами води. При цьому йони  $\text{Na}^+$  не можуть зв'язати йони  $\text{OH}^-$  в молекули, оскільки  $\text{NaOH}$  є сильним електролітом і наявний у розчині тільки у вигляді йонів. Тим часом ацетат-йони зв'язують йони  $\text{H}^+$  з утворенням молекул слабого електроліту – анової (ацетатної, оцтової) кислоти, унаслідок чого нові молекули  $\text{H}_2\text{O}$  дисоціюють на  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  йони. Ці процеси відбуваються доти, доки не встановиться рівновага:



Сумарне рівняння процесів, що відбуваються одночасно, має вигляд  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ .

Це рівняння показує, що внаслідок утворення слабого електроліту (етанової кислоти) йонна рівновага дисоціації води зміщується і створюється надлишок  $\text{OH}^-$  іонів, а тому розчин набуває лужної реакції.

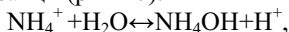
Взаємодія йонів солі з водою, що приводить до утворення слабого електроліту називається гідролізом солі.

Як показано в прикладі, розчин став лужним унаслідок гідролізу солі  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

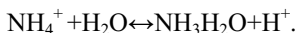
**Випадки гідролізу солей.** Будь-яку сіль можна уявити як продукт взаємодії кислоти й основи. Так, ацетат натрію  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , утворений слабкою кислотою  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і сильною основою  $\text{NaOH}$ , хлорид амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – слабкою основою  $\text{NH}_4\text{OH}$  і сильною кислотою  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  – слабкою кислотою  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і слабкою основою  $\text{NH}_4\text{OH}$ , а  $\text{NaCl}$  – сильною основою  $\text{NaOH}$  і сильною кислотою  $\text{HCl}$ .

1. Усі солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою, піддаються гідролізу. Вони надають розчину *лужної* реакції ( $\text{pH} > 7$ ).

2. Солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою, також піддаються гідролізу. Вони надають розчину *кислої* реакції, як це має місце в розчині хлориду амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . У цьому випадку утворюється слабкий електроліт  $\text{NH}_4\text{OH}$ . У результаті частина йонів  $\text{OH}^-$  зв'язується йонами  $\text{NH}_4^+$ , а йони  $\text{H}^+$  залишаються в надлишку. Отже, унаслідок гідролізу  $\text{NH}_4\text{Cl}$  розчин цієї солі набуває кислої реакції ( $\text{pH} < 7$ ). Рівняння гідролізу можна записати так:



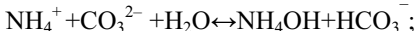
або точніше



3. Ще легше піддаються гідролізу солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою. Наприклад,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ . Йони цієї солі одночасно зв'язують йони  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$ , зміщуючи рівновагу дисоціації води:



У цьому випадку реакція розчину залежить від ступеня дисоціації продуктів гідролізу – кислоти й основи; якщо переважають йони  $\text{OH}^-$  – вона лужна, а якщо йони  $\text{H}^+$  – кисла, якщо ж їхнє число однакове – нейтральна. Оскільки у прикладі, що розглядається, ступені дисоціації  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$ , які утворюються внаслідок гідролізу, приблизно однакові, то розчин солі буде *нейтральним*. Однак реакція водного розчину карбонату амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  – також солі слабкої кислоти і слабкої основи – слабколужна:

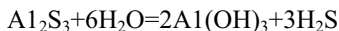


оскільки ступінь дисоціації  $\text{NH}_4\text{OH}$  більший, ніж ступінь дисоціації йона  $\text{HCO}_3^-$

4. Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, гідролізу не піддаються. Йони таких солей не можуть утворювати з водою слабких електролітів. У цьому випадку солі практично в реакції участі не беруть, і рівновага дисоціації води не порушується, концентрація  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  -йонів залишається такою самою, як і в чистій воді, а значить, розчин матиме нейтральну реакцію ( $\text{pH} = 7$ ).

Гідроліз солей завжди відбувається у тих випадках, коли їхні йони, що утворюються внаслідок електролітичної дисоціації, здатні утворювати з водою слабкі (малодисоційовані) електроліти.

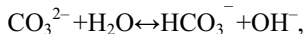
Для більшості солей гідроліз – процес оборотний. Якщо продукти гідролізу виходять зі сфери реакції, гідроліз відбувається необоротно, наприклад:



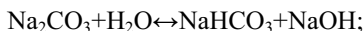
(у рівняннях необоротного гідролізу ставиться знак «дорівнює»).

*Складання рівнянь гідролізу солей.* Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами і сильними основами, відбувається ступінчасто (відповідно зворотному процесу – ступінчастій дисоціації), і при цьому утворюються *кислі солі* (точніше, аніони кислих солей). Так, гідроліз карбонату натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  можна виразити рівняннями:

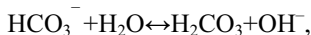
1) перший ступінь



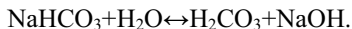
або



2) другий ступінь



або



Однак за нормальних умов гідроліз практично обмежується першим ступенем: йони  $\text{CO}_3^{2-}$  зв'язують йони  $\text{H}^+$  води, утворюючи спочатку йони  $\text{HCO}_3^-$ ; а не молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Це пояснюється тим, що йони  $\text{HCO}_3^-$  дисоціюють значно важче, ніж молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . І лише при сильному розбавленні і нагріванні слід враховувати гідроліз кислій солі, що утворилася.

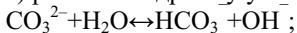
Для складання рівнянь гідролізу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  виходимо з такого положення: сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою, тому йон  $\text{CO}_3^{2-}$  (аніон



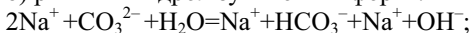
слабкої кислоти) зв'язуватиме йони гідрогену води. Оскільки йон  $\text{CO}_3^{2-}$  містить два заряди, то слід розглядати два ступені гідролізу і для кожного ступеня записувати три рівняння: а) у скороченій формі, б) у йонній формі і в) у молекулярній формі. При цьому варто враховувати правила написання йонних рівнянь реакцій обміну.

Перший ступінь:

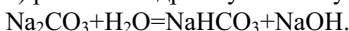
а) рівняння гідролізу у скороченій йонній формі:



б) рівняння гідролізу в йонній формі:



в) рівняння гідролізу в молекулярній формі:



Отже, щоб перейти від рівняння в скороченій йонній формі до рівняння в йонній формі, потрібно до йонів першого рівняння (а) дописати йони протилежного знака (б). Об'єднуючи йони рівняння (б) в молекули, дістанемо рівняння гідролізу в молекулярній формі (в).

Другий ступінь:

а)  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-;$

б)  $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-;$

в)  $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}.$

Аналогічно під час гідролізу солей, утворених багатокислотними слабкими основами і сильними кислотами, утворюються *основні солі* (точніше, катіони основних солей). Гідроліз відбувається в основному за першим ступенем. Розглянемо, наприклад, сіль  $\text{AlCl}_3$ . Під час складання рівнянь її гідролізу виходитимемо з того, що ця сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою. Йон  $\text{Al}^{3+}$  (катіон слабкої основи) зв'язуватиме гідроксид-йони води. Але оскільки  $\text{Al}^{3+}$  має три заряди, то гідроліз відбуватиметься за трьома ступенями. Рівняння складемо так само, як і в попередньому прикладі.

Перший ступінь:

а)  $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+;$

б)  $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-;$

в)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}.$

Другий ступінь:

а)  $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_2^+ + \text{H}^+;$

б)  $\text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-;$

в)  $\text{AlOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl}.$

Третій ступінь – реакція практично не відбувається, через накопичення йонів гідрогену процес зміщується в бік утворення вихідних речовин. Однак розбавлення розчину і підвищення температури посилюють гідроліз. У цьому випадку можна записати рівняння гідролізу і за третім ступенем.

Гідроліз взагалі. Гідроліз солей – один з важливих прикладів гідролізу речовин, який добре вивчений.

**Гідроліз взагалі у широкому розумінні – це реакція обмінного розкладу між різними речовинами і водою.**

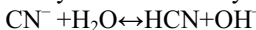
Таке визначення охоплює і гідроліз органічних сполук – складних ефірів, жирів, вуглеводів, білків, і гідроліз неорганічних речовин – солей, галогенів, галогенідів неметалів тощо.

Унаслідок гідролізу мінералів – алюмосилікатів – відбувається руйнування гірських порід. Гідроліз солей (наприклад,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  застосовується для очищення води і зменшення її твердості).

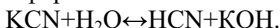
У живих організмах відбувається гідроліз полісахаридів, білків та інших органічних сполук.

**Приклад 1.** Складіть йонно-молекулярні та молекулярні рівняння гідролізу солей : а) KCN, б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в)  $\text{ZnSO}_4$ . Визначте, яке значення pH мають розчини цих солей.

*Розв'язок:* а) ціанід калію KCN – сіль, утворена слабкою одноосновною кислотою HCN і сильною основою KOH. При розчиненні у воді молекули KCN повністю дисоціюють на катіони  $\text{K}^+$  і аніони  $\text{CN}^-$ . Катіони  $\text{K}^+$  не можуть зв'язувати йони  $\text{OH}^-$  води, оскільки KOH – сильний електроліт. Аніони  $\text{CN}^-$  зв'язують йони  $\text{H}^+$  води, створюючи молекули слабого електроліту HCN. Сіль гідролізує, як кажуть, по аніону. Йонно-молекулярні рівняння гідролізу:

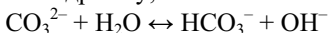


або в молекулярній формі:

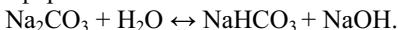


У результаті гідролізу в розчині з'являється деякий надлишок  $\text{OH}^-$ -йонів, тому розчин KCN має лужну реакцію ( $\text{pH} > 7$ );

б) карбонат натрію  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – сіль, утворена слабкою багатоосновною кислотою і сильною основою. У цьому випадку аніони солі  $\text{CO}_3^{2-}$ , зв'язуючи водневі йони води, утворюють аніони кислоти солі  $\text{HCO}_3^-$ , а не молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , оскільки йони  $\text{HCO}_3^-$  дисоціюють набагато важче ніж молекули  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . У звичайних умовах гідроліз іде по першому типу. Сіль гідролізує по аніону. Йонно-молекулярні рівняння гідролізу;

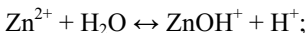


або в молекулярній формі

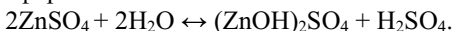


У розчині з'являється надлишок йонів  $\text{OH}^-$ , тому розчин  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  має лужну реакцію ( $\text{pH} > 7$ );

в) сульфат цинку  $\text{ZnSO}_4$  – сіль утворена слабкою багатокислотою амфотерною основою  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  і сильною кислотою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . У цьому випадку катіони  $\text{Zn}^{2+}$  зв'язують гідроксильні йони води, утворюючи катіони основної солі  $\text{ZnOH}^+$ . Утворення молекул  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  не відбувається, оскільки йони  $\text{ZnOH}^+$  дисоціюють набагато важче, ніж молекули  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ . У звичайних умовах гідроліз іде по першому типу. Сіль гідролізує по катіону. Йонно-молекулярні рівняння гідролізу:



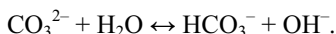
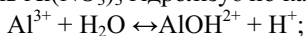
або в молекулярній формі



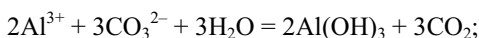
У розчині з'являється надлишок йонів водню, тому розчин  $ZnSO_4$  має кислу реакцію ( $pH < 7$ ).

**Приклад 2.** Які продукти утворюються при змішуванні розчинів  $Al(NO_3)_3$  і  $K_2CO_3$ ? Складіть йонно-молекулярні та молекулярні рівняння реакцій.

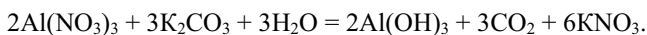
*Розв'язок.* Сіль  $Al(NO_3)_3$  гідролізує по катіону, а  $K_2CO_3$  – по аніону:



Якщо розчини цих солей знаходяться в одній посудині, то іде взаємне посилення гідролізу кожної з них, тому що йони  $H^+$  і  $OH^-$  утворюють молекулу слабого електроліту  $H_2O$ . При цьому гідролітична рівновага зміщується вправо і гідроліз кожної із солей йде до кінця з утворенням  $Al(OH)_3$  і  $CO_2$  ( $H_2CO_3$ ). Йонно-молекулярне рівняння:



молекулярне рівняння:



### Контрольні запитання

71. Які з солей  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $K_2S$ ,  $Pb(NO_3)_2$ ,  $KCl$  гідролізують? Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу цих солей. Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини цих солей?
72. Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини солей  $Na_2S$ ,  $AlCl_3$ ,  $NiSO_4$ ? Складіть йонно-молекулярні рівняння гідролізу цих солей.
73. Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу солей  $Pb(NO_3)_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ . Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини цих солей?
74. Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу солей  $CuCl_2$ ;  $CS_2CO_3$ ;  $Cr(NO_3)_3$ . Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини цих солей?
75. Які із солей  $PbCl$ ;  $Cr_2(SO_4)_3$ ;  $Ni(NO_3)_2$ ;  $Na_2SO_3$  гідролізують? Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння їх гідролізу. Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини даних солей?
76. При змішуванні розчину  $Al_2(SO_4)_3$  і  $Na_2CO_3$  кожна з узятих солей гідролізує до кінця з утворенням відповідної основи і кислоти. Складіть йонно-молекулярне і молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.
77. Які із солей  $NaBr$ ;  $Na_2S$ ;  $K_2CO_3$ ;  $CoCl_2$  гідролізують? Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння їх гідролізу. Яке значення  $pH$  ( $>7$ ) ( $<7$ ) мають розчини цих солей?

78. Яке значення рН (>7<) мають розчини солей:  $K_3PO_4$ ;  $Pb(NO_3)_2$ ;  $Na_2S$ ? Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння гідролізу цих солей.
79. Які із солей  $K_2CO_3$ ;  $FeCl_3$ ;  $K_2SO_4$ ;  $ZnCl_2$  гідролізують? Складіть йонно-молекулярні і молекулярні рівняння їх гідролізу. Яке значення рН (>7<) мають розчини цих солей?
80. При змішуванні розчинів  $Al_2(SO_4)_3$  і  $Na_2S$  кожна з узятих солей гідролізує до кінця з утворенням відповідної основи і кислоти. Складіть йонно-молекулярне і молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

### Окисно-відновні реакції

Окисно-відновними називають такі реакції, що супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів, які входять до складу речовин, що реагують. Під *ступенем окиснення (n)* розуміють той умовний заряд атома, що обчислюється, виходячи із припущення, що молекула складається тільки з йонів. Іншими словами: *ступінь окиснення – це той умовний заряд, якого набув би атом елемента, якби він прийняв або віддав ту чи іншу кількість електронів.* Окисно-відновні реакції – це єдиний, взаємозалежний процес. Окиснення призводить до підвищення ступеня окиснення відновника, а відновлення – до його зниження в окисника.

Електронні рівняння показують збільшення або зменшення ступеня окиснення атомів; окисник приймає електрони, а відновник їх віддає. При цьому немає значення, чи переходять електрони від одного атома до іншого повністю, утворюючи йонні зв'язки, чи електрони тільки зміщуються до більш електронегативного атома, утворюючи полярний зв'язок. Спроможність тієї чи іншої речовини виявляти окисно-відновні властивості можна визначити за ступенем окиснення атомів окисника і відновника.

Атом того чи іншого елемента у вищому ступені окиснення не може його підвищити (віддати електрони), тому і виявляє тільки окисні властивості, а у нижчому ступені окиснення не може його понизити (прийняти електрони) і виявляє тільки відновні властивості. Атом елемента, що має проміжний ступінь окиснення, може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

Наприклад:

$N^{5+}$ ( $HNO_3$ )	$S^{6+}$ ( $H_2SO_4$ )	– максим. ступінь окиснення, тільки окисник	
$N^{4+}$ ( $NO_2$ )	$S^{4+}$ ( $SO_2$ )		
$N^{3+}$ ( $HNO_2$ )	}	– проявляє окисні і відновні властивості	
$N^{2+}$ ( $NO$ )			$S^{2+}$ ( $SO$ )
$N^{1+}$ ( $N_2O$ )			
$N^0$ ( $N_2$ )			$S^0$ ( $S_2, S_8$ )
$N^{-1}$ ( $NH_2OH$ )	$S^{-1}$ ( $H_2S_2$ )	– мінім. ступінь окиснення, тільки відновник	
$N^{-2}$ ( $H_2N_4$ )			
$N^{-3}$ ( $NH_3$ )	$S^{-2}$ ( $H_2S$ )		

При окисно-відновних реакціях валентність атомів може і не змінюватися. Наприклад, в окисно-відновній реакції  $\text{H}_2^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{H}^+\text{Cl}^-$  валентність атомів водню і хлору до і після реакції дорівнює одиниці. Змінився їхній ступінь окиснення. Валентність визначає число зв'язків, утворених цим атомом, і тому знаку не має. Ступінь окиснення має знак плюс або мінус.

**Приклад 1.** Виходячи зі ступеня окиснення (n) Нітрогену (азоту), Сульфуру (сірки) і Мангану в сполуках  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$  визначте, які з них можуть бути тільки відновниками; тільки окисниками і які виявляють як окисні, так і відновні властивості.

*Розв'язок.* Ступінь окиснення n(N) у зазначених сполуках відповідно дорівнює: -3 (найнижча), +3 (проміжна), +5 (найвища); n(S) відповідно дорівнює: -2 (найнижча), +4 (проміжна), +6 (найвища); n(Mn) відповідно дорівнює: +4 (проміжна), +7 (найвища). Звідси:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – тільки відновники;  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$  – тільки окисники;  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  – окисники і відновники.

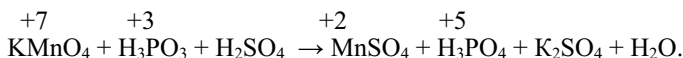
**Приклад 2.** Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між такими речовинами: а)  $\text{H}_2\text{S}$  і HI; б)  $\text{H}_2\text{S}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  і  $\text{HClO}_4$ ?

*Розв'язок:* а) ступінь окиснення у  $\text{H}_2\text{S}$  n(S) = -2; у HI n(I) = -1. Оскільки і Сульфур (сірка), і Йод знаходяться у своєму нижчому ступені окиснення, то обидві речовини виявляють тільки відновні властивості і взаємодіяти одна з одною не можуть;

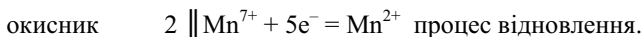
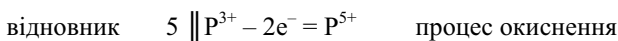
б) у  $\text{H}_2\text{S}$  n(S) = -2 (найнижча);  $\text{H}_2\text{SO}_3$  n(S) = +4 (проміжна). Отже, взаємодія цих речовин можлива, причому  $\text{H}_2\text{SO}_3$  є окисником;

в) у  $\text{H}_2\text{SO}_3$  n(S)=+4 (проміжна); у  $\text{HClO}_4$  n(Cl)=+7 (найвища). Речовини можуть взаємодіяти. У цьому випадку  $\text{H}_2\text{SO}_3$  буде виявляти відновні властивості.

**Приклад 3.** Складіть рівняння окисно-відновної реакції, що проходить за схемою.

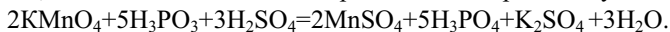


*Розв'язок.* Оскільки в умові задачі задані як вихідні речовини, так і продукти їхньої взаємодії, то складання рівняння реакції зводиться до знаходження і розставлення коефіцієнтів. Коефіцієнти визначають методом електронного балансу за допомогою електронних рівнянь. Обчислимо, як змінюють свій ступінь окиснення відновник і окисник, і відобразимо це в електронних рівняннях:



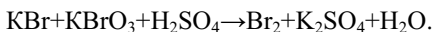
Загальна кількість електронів, відданих відновником, має дорівнювати кількості електронів, що приєднує окисник. Загальне найменше кратне для

відданих і прийнятих електронів дорівнює десяти. Розділивши це число на 5, отримаємо коефіцієнт 2 для окисника і продукту його відновлення, а при діленні 10 на 2 отримаємо коефіцієнт 5 для відновника і продукту його окиснення. Коефіцієнт перед речовинами, атоми яких не змінюють свій ступінь окиснення, знаходять логічним підбором. Рівняння реакції буде мати вигляд:

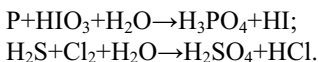


### Контрольні запитання

81. Виходячи зі ступеня окиснення Хлору в сполуках  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  визначте, яка з них є тільки окисником, відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:

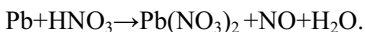


82. Реакції виражаються схемами:

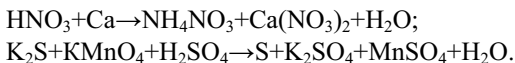


Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій. Для кожної реакції визначте, яка речовина є окисником, яка – відновником; яка речовина окиснюється, яка – відновлюється.

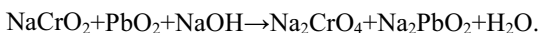
83. Виходячи зі ступеня окиснення Фосфору в сполуках  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$  визначте, яка з них є тільки окисником, тільки відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:



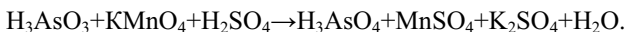
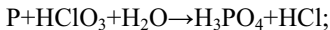
84. Див. умову задачі 102:



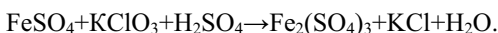
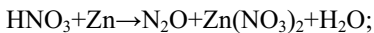
85. Виходячи зі ступеня окиснення Хрому, Йоду і Сульфуру (сірки) в сполуках  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KI}$  і  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , визначте, яка з них є тільки окисником, тільки відновником і яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:



86. Див. умову задачі 102:



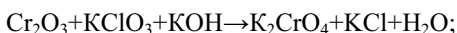
87. Див. умову задачі 102:



88. Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між речовинами: а)  $NH_3$  і  $KMnO_4$ ; б)  $HNO_2$  і  $HI$ ; в)  $HCl$  і  $H_2Se$ ? Чому? За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:



89. Див. умовау задачі 102.



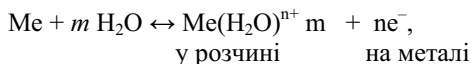
90. Чи можуть відбуватися окисно-відновні реакції між речовинами: а)  $PH_3$  і  $HBr$ ; б)  $K_2Cr_2O_7$  і  $H_3PO_3$ ; в)  $HNO_3$  і  $H_2S$ ? Чому? За допомогою електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що проходить за схемою:



### Електродні потенціали та електрорушійні сили

При розв'язуванні задач цього розділу див. табл. 7.

Якщо металеву платівку опустити у воду, то катіони металу на її поверхні гідратуються полярними молекулами води і переходять у рідину. При цьому електрони в металі, що залишаються в надлишку, заряджають його поверхневий шар негативно. Виникає електростатичне тяжіння між гідратованими катіонами, що перейшли у рідину, і поверхнею металу. У результаті цього в системі встановлюється рухлива рівновага:



де  $n$  – число, електронів, що беруть участь у процесі. На межі метал-рідина виникає *подвійний електричний шар*, що характеризується визначеним стрибком потенціалу – *електродним потенціалом*. Абсолютні значення електродних потенціалів виміряти не вдається. Електродні потенціали залежать від низки чинників (природи металу, концентрації, температури та ін.).

Оскільки визначають відносні електродні потенціали при зазначених умовах – їх називають стандартними електродними потенціалами ( $E^0$ ).

Стандартним електродним потенціалом металу називають такий електродний потенціал, який виникає при зануренні металу в розчин власного йону з концентрацією (або активністю), рівною 1 моль/л, вимірний порівнянно зі стандартним водневим електродом, потенціал якого при 25° С умовно дорівнює нулю ( $E^0 = 0$ ;  $\Delta G^0 = 0$ ).

Розташовуючи метали в порядку зростання їхніх стандартних електродних потенціалів ( $E^0$ ), одержуємо так званий ряд напруг.

Розташування того чи іншого металу в ряді напруг характеризує його відносну здатність, а також окисні властивості його йонів у водних розчинах при стандартних умовах. Чим менше значення  $E^0$ , тим більші відновні властивості виявляє цей метал у вигляді простої речовини і тим менші окисні властивості виявляють його йони, і навпаки. Електродні потенціали вимірюють за допомогою приладів, що називають гальванічними елементами. Окисно-відновна реакція, що характеризує роботу гальванічного елемента, протікає в напрямку, у якому ЕРС елемента має позитивне значення. У цьому випадку  $\Delta G < 0$ , оскільки  $\Delta G^0 = -nFE^0$ .

**Приклад 1.** Стандартний електродний потенціал нікелю більше, ніж кобальту (табл. 7). Чи зміниться це співвідношення, якщо виміряти потенціал нікелю в розчині його йонів із концентрацією 0,001 моль/л, а потенціал кобальту – у розчині з концентрацією 0,1 моль/л?

*Розв'язок.* Електродний потенціал металу (E) залежить від концентрації його йонів у розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \lg C,$$

де  $E^0$  – стандартний електродний потенціал;  $n$  – число електронів, що беруть участь у процесі;  $C$  – концентрація (при точних обчисленнях – активність) гідратованих іонів металу в розчині, моль/л;  $E^0$  для нікелю і кобальту відповідно дорівнюють  $-0,25$  і  $-0,277$  В. Визначимо електродні потенціали цих металів при зазначених в умові концентраціях:

$$E_{\frac{Ni^2}{Ni}} = -0,25 - \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В},$$

$$E_{\frac{Co^2}{Co}} = -0,277 - \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

Таким чином, при концентрації, що змінилася, потенціал кобальту став більшим за потенціал нікелю.



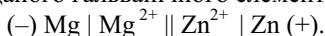
**Приклад 2.** Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є магнієва і цинкова платівки, занурені в розчини їхніх іонів з активною концентрацією 1 моль/л. Який метал є анодом, який – катодом? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, що протікає в цьому гальванічному елементі, та обчисліть його ЕРС.

Таблиця 7

Стандартні електродні потенціали ( $E^0$ ) деяких металів (ряд напруг)

Електрод	$E^0$ , В	Електрод	$E^0$ , В
Li <sup>+</sup> /Li	-3,045	Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,403
Rb <sup>+</sup> /Rb	-2,925	Co <sup>2+</sup> /Co	-0,277
K <sup>+</sup> /K	-2,924	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,25
Cs <sup>+</sup> /Cs	-2,923	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,136
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,90	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,127
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,87	Fe <sup>3+</sup> /Fe	-0,037
Na <sup>+</sup> /Na	-2,714	2H <sup>+</sup> /H <sub>2</sub>	-0,000
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,37	Sb <sup>3+</sup> /Sb	+0,20
Al <sup>3+</sup> /Al	-1,70	Bi <sup>3+</sup> /Bi	+0,215
Ti <sup>2+</sup> /Ti	-1,603	Cu <sup>2+</sup> /Cu	+0,34
Zr <sup>2+</sup> /Zr	-1,58	Cu <sup>+</sup> /Cu	+0,52
Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,18	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /2Hg	+0,79
V <sup>2+</sup> /V	-1,18	Ag <sup>+</sup> /Ag	+0,80
Cr <sup>2+</sup> /Cr	-0,913	Hg <sup>2+</sup> /Hg	+0,85
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,763	Pt <sup>2+</sup> /Pt	+1,19
Cr <sup>3+</sup> /Cr	-0,74	Au <sup>3+</sup> /Au	+1,50
Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,44	Au <sup>+</sup> /Au	+1,70

*Розв'язок.* Схема даного гальванічного елемента:



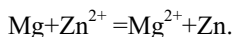
Вертикальна лінійка позначає поверхню поділу між металом і розчином, а дві лінійки – межу поділу двох рідких фаз – пористу перегородку (або з'єднувальну трубку, заповнену розчином електроліту). Магній має менший потенціал (-2,37 В) і є анодом, на якому протікає окисний процес:



Цинк, потенціал якого 0,763 В – катод, тобто електрод, на якому протікає відновлювальний процес:



Рівняння окисно-відновної реакції, що характеризує роботу цього гальванічного елемента, можна одержати, склавши електронні рівняння анодного (1) і катодного (2) процесів:



Для визначення ЕРС гальванічного елемента із потенціалу катода треба відняти потенціал анода. Оскільки концентрація йонів у розчині дорівнює 1 моль/л, то ЕРС елемента дорівнює різниці стандартних потенціалів двох його електродів:

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В}.$$

### Контрольні запитання

91. У дві посудини з блакитним розчином мідного купоросу занурили в першу – цинкову платівку, а в другу – срібну. У якій посудині колір розчину поступово зникає? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідної реакції.
92. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса цинкової платівки при взаємодії її з розчинами: а)  $\text{CuSO}_4$ ; б)  $\text{MgSO}_4$ ; в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідних реакцій.
93. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса кадмієвої платівки при взаємодії її з розчинами: а)  $\text{AgNO}_3$ ; б)  $\text{ZnSO}_4$ ; в)  $\text{NiSO}_4$ ? Чому? Складіть електронні і молекулярні рівняння відповідних реакцій.
94. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, у якому  $[\text{Cd}^{2+}] = 0,1$  моль/л;  $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01$  моль/л. *Відповідь:* 0,68 В.
95. Складіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді та на аноді.
96. Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із срібних електродів, занурених: перший – у 0,01 н, а другий – 0,1 н розчину  $\text{AgNO}_3$ . *Відповідь:* 0,059 В.
97. За яких умов буде працювати гальванічний елемент, електроди якого зроблені з одного і того ж металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, у якому один нікелевий електрод знаходиться в 0,001 М розчині, а інший такий же електрод – у 0,01 М розчині сульфату нікелю. *Відповідь:* 0,0295 В.
98. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається із свинцевої і магнієвої платівок занурених у розчини своїх солей із концентрацією  $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$  моль/л. *Відповідь:* 2,244 В.

99. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких нікель є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді та на аноді.
100. Складіть схему гальванічного елемента, в основі роботи якого лежить реакція:  $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ . Напишіть електронні рівняння анодного і катодного процесу. Обчисліть ЕРС цього елемента, якщо  $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$  моль/л;  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$  моль/л. *Відповідь:* 0,064 В.

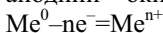
## Корозія металів

При розв'язуванні задач цього розділу див. таблицю 7.

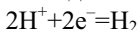
**Корозія** – це процес руйнування металів, що відбувається довільно і є результатом хімічної або електрохімічної взаємодії металів із навколишнім середовищем.

При електрохімічній корозії на поверхні металу одночасно протікають два процеси:

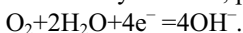
анодний – окиснення металу



і катодний – відновлення йонів водню (кисле середовище):



або молекул кисню, розчиненого у воді (нейтральне середовище):

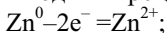


Йони або молекули, що відновлюються на катоді, називаються деполаризаторами. При атмосферній корозії (корозії у вологому повітрі при кімнатній температурі) деполаризатором є кисень.

**Приклад 1.** Як відбувається корозія цинку, який знаходиться в контакті з кадмієм у нейтральному і кислому розчинах? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

*Розв'язок.* Цинк має більш негативний потенціал (–0,763 В), ніж кадмій (–0,403 В), тому він є анодом, а кадмій – катодом.

Анодний процес:



катодний процес:



Йони  $\text{Zn}^{2+}$  з гідроксильною групою утворюють нерозчинний гідроксид, тому продуктом корозії у нейтральному середовищі буде  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , а у кислому середовищі йони  $\text{Zn}^{2+}$  утворюють відповідну сіль, наприклад, якщо середовище утворене хлоридною кислотою, то  $\text{ZnCl}_2$ , а якщо сульфатною, то  $\text{Zn}(\text{SO}_4)$ .

## Контрольні запитання

101. Як відбувається атмосферна корозія луженого й оцинкованого заліза (Ферум) при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.
102. Як відбувається атмосферна корозія луженого заліза (Ферум) і луженої міді (Купрум) при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.
103. Залізний виріб покрили Ніколом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі й у хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?
104. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: Магній – Нікол. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?
105. Яке покриття металу називається анодним і яке – катодним? Назвіть декілька металів, що можуть слугувати для анодного і катодного покриття Феруму. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії Феруму, покритого Купрумом, у вологому повітрі і в кислому середовищі.
106. Залізний виріб покрили Кадмієм. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і в хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?
107. Залізний виріб покрили Плюмбумом. Яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі і у хлоридній (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?
108. Дві Залізні платівки, частково покриті одна Оловом, інша Купрумом, знаходяться у вологому повітрі. На якій із цих платівок швидше утворюється іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих платівок. Який склад продуктів корозії заліза?
109. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари: Алюміній – Ферум. Які продукти корозії утворюються в першому і другому випадках?

110. Як протікає атмосферна корозія Феруму, покритого шаром Ніколу, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

## Комплексні сполуки

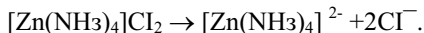
Складні йони, утворені з різних іонів або з йонів і молекул, які мають властивості, відмінні від властивостей складових частин, називаються **комплексними йонами**.

**Комплексні сполуки** — це сполуки, здатні утворювати в твердому стані кристалічні ґратки, у вузлах яких розміщуються комплексні йони, здатні існувати також у розчині. Найбільш вдало будову і властивості комплексних сполук пояснює координаційна теорія, розроблена швейцарським хіміком, лауреатом Нобелівської премії А. Вернером у 1893 р. Згідно з координаційною теорією А. Вернера, молекула комплексної сполуки складається з **йона-комплексоутворювача** (займає центральне місце), **лігандів**, що перебувають у безпосередній близькості й разом з йоном-комплексоутворювачем становлять **внутрішню сферу**; комплексна сполука має також **зовнішню сферу**, якщо заряди у внутрішній сфері не скомпенсовані.

Атом (йон) металу (або неметалу), який приєднує до себе протилежно заряджені йони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний йон, називається **комплексоутворювачем** або **центральним йоном**, а протилежно заряджені йони або молекули, які безпосередньо з ним сполучені, називаються **адендами** або **лігандами**. Ліганди розміщуються навколо центрального йона по-різному залежно від його **координаційного числа**. Координаційне число атома-комплексоутворювача може дорівнювати від 2 до 12; Число лігандів, безпосередньо сполучених із центральним атомом (йоном), визначається **координаційним числом** цього атома (йона). Оскільки координаційне число залежить від природи центрального атома (йона) і лігандів, природи розчинника, умов утворення комплексної сполуки, воно є змінною величиною.

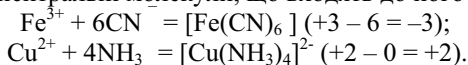
**Координаційне число** – число йонів або нейтральних молекул, *скоординованих навколо центрального атома (йона)*.

Щоб відрізнити прості йони від комплексних, під час написання формул комплексних сполук складні йони беруть у квадратні дужки. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості й комплексні йони:

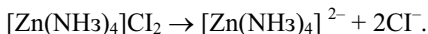


Значення координаційного числа залежить, насамперед, від ступеня окиснення центрального йона. Так, у комплексних сполуках Pt(IV), Cr(III), Co(III), Fe(III) найчастіше координаційне число дорівнює 6; у комплексних сполуках Cu(II) – 4 та 6; Zn, Pb (II), Pn(II) – 4; у комплексних сполуках Ag(I), Cu(I), Au(I) – 2. Ці координаційні числа відповідають максимальному насиченню координаційної сфери (координаційно насичені сполуки).

Заряд комплексного йона дорівнює алгебричній сумі зарядів простих йонів, що входять до його складу. На величину заряду комплексного йона не впливають електронейтральні молекули, що входять до його складу, наприклад:

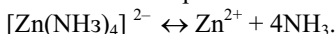


**Дисоціація комплексних сполук** відбувається за типом дисоціації сильних електролітів:

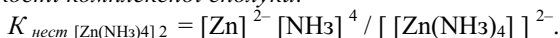


Це означає, що йони хлору можна легко зв'язати реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі.

Видалити молекули аміаку значно важче, оскільки дисоціація комплексних йонів відбувається незначною мірою:



Константа рівноваги процесу дисоціації комплексних йонів називається *константою нестійкості комплексної сполуки*:



Величина константи нестійкості комплексної сполуки залежить від її природи і від температури. За сталої температури ця величина стала для даної сполуки і не залежить від її концентрації. Чим більша величина константи нестійкості комплексної сполуки, тим більшою мірою ця сполука дисоціює на йони у водних розчинах.

**Основні типи та номенклатура комплексних сполук.** До основних типів комплексних сполук належать такі: амінокомплекси, аквакомплекси, ацидокомплекси. *Амінокомплекси* – це комплексні сполуки, лігандами яких є молекули аміаку. Такі комплекси можуть утворювати йони Аргентуму (I), Купруму (II), Кадмію, Цинку, Ніколу, Кобальту під час взаємодії з водним розчином  $\text{NH}_3$ . Вони досить стійкі. Якщо на важкорозчинні сполуки цих металів, добутки розчинності яких більші, ніж константи нестійкості відповідних аміакатів, подіяти аміаком, то вони перейдуть у розчин у вигляді йонів:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ .

*Аквакомплекси* – це комплексні сполуки, лігандами яких є молекули води. До аквакомплексів належать:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ;  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ ;  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$  тощо, які в розчині дисоціюють з утворенням комплексних катіонів:  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ ;  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . *Ацидокомплекси* – це комплексні сполуки, лігандами яких є аніони, наприклад:  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_2[\text{CoCl}_4]$ .

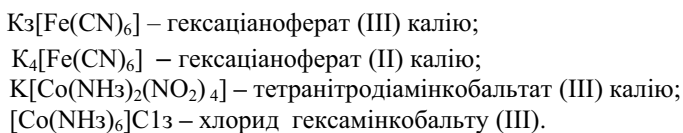
Комплексні сполуки з неорганічними й органічними лігандами широко застосовуються в хімічному аналізі для визначень йонів, для маскування сторонніх йонів, для розчинення осадів.

Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їхня здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції.

Деякі комплексні сполуки металів з органічними аміносполуками є біологічними катализаторами – ферментами. Це гемоглобін крові, хлорофіл, вітамін  $\text{B}_{12}$  тощо. Не виключено, що всі мікроелементи (Цинк, Купрум, Кобальт, Бор, Магній та ін.), без яких не можуть відбуватися процеси

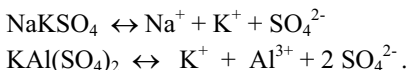
життєдіяльності, перебувають у живих тканинах у вигляді комплексних сполук. Комплексні сполуки можуть бути не тільки солями, а й основами і кислотами. Такі основи і кислоти переважно поводять себе як сильні електроліти.

Назви комплексних сполук складаються з грецького числівника, яким позначають число лігандів, назви лігандів ( $\text{NO}_2$  – нітро-,  $\text{Cl}$  – хлоро-,  $\text{O}^{2-}$  – оксо-,  $\text{OH}$  – гідроксо-,  $\text{NH}_3$  – амін-, аніони називають, додаючи до їхньої латинської назви закінчення «о», в абетковому порядку), потім нейтральні ліганди (вода – аква), назви йона-комплексоутворювача, використовуючи корінь його латинської назви і закінчення «-ат», після чого римськими цифрами зазначають ступінь окиснення йона-комплексоутворювача. Після позначення складу внутрішньої сфери комплексної сполуки називають катіони зовнішньої сфери. Нижче подано формули та назви сполук, що містять комплексний аніон:

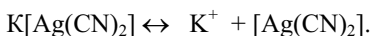


До комплексних солей дуже подібні так звані подвійні солі, до яких належать галуни  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  тощо.

Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті йони, що входили до складу сполук, з яких утворилася складна сіль, і при цьому жодні інші йони з новими властивостями не виникають, називаються *подвійними солями*, наприклад:



Комплексні солі дисоціюють з утворенням складних комплексних йонів:



Проте чітко розділити подвійні і комплексні солі неможливо. Адже комплексні йони, у свою чергу, також дисоціюють, хоч і незначною мірою. Кількісною характеристикою дисоціації комплексного йона є константа нестійкості, за величиною якої можна визначити, подвійною чи комплексною є дана сіль. Якщо  $K > 10^{-1}$ , то таку сіль можна вважати подвійною.

**Приклад 1.** Визначте заряд комплексного йону, координаційне число (к.ч.) і ступінь окиснення комплексоутворювача в сполуках:

- а)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;      б)  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ ;  
в)  $\text{K}_2[\text{MoF}_8]$ ;      г)  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$ .

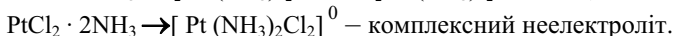
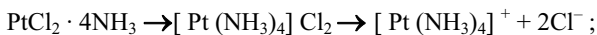
*Розв'язок.* Заряд комплексного йона дорівнює заряду зовнішньої сфери, але протилежний йому за знаком. Координаційне число комплексоутворювача дорівнює числу лігандів, координованих навколо нього. Ступінь окиснення

комплексоутворювача визначається так само, як ступінь окиснення атомів у будь-якої речовини, виходячи з того, що сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі дорівнює нулю. Заряди нейтральних молекул (H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>) рівні нулю. Заряди кислотних залишків визначають із формул відповідних кислот. Звідси:

Заряд йона	Координаційне Число	Ступінь окиснення
-4	6	+2
-1	2	+1
-2	8	+6
+2	6	+3

**Приклад 2.** Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Платини (II), координаційне число якої дорівнює чотирьом: PtCl<sub>2</sub> · NH<sub>3</sub> · NaCl; PtCl<sub>2</sub> · 4NH<sub>3</sub>; PtCl<sub>2</sub> · 2NH<sub>3</sub>. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах. Яка зі сполук є комплексним неелектролітом.

*Розв'язок:* В комплексні йони ніколи не входять лужні метали, вони розташовані за комплексною сферою:



### Контрольні запитання

- Визначте, чому дорівнює заряд комплексного йона, ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача в сполуках [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>] SO<sub>4</sub>; K<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>], K[Ag(CN)<sub>2</sub>]. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.
- Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Платини: PtCl<sub>4</sub> · 6NH<sub>3</sub>; PtCl<sub>4</sub> · 4NH<sub>3</sub>; PtCl<sub>4</sub> · 2NH<sub>3</sub>. Координаційне число Платини (IV) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах. Яка із сполук є комплексним неелектролітом?
- Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Кобальту: CoCl<sub>3</sub> · 6NH<sub>3</sub>; CoCl<sub>3</sub> · 5NH<sub>3</sub>; CoCl<sub>3</sub> · 4NH<sub>3</sub>. Координаційне число Кобальту (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.
- Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Аргентуму: AgCl · 2NH<sub>3</sub>; AgCN · KCN; AgNO<sub>2</sub> · NaNO<sub>2</sub>. Координаційне число Аргентуму дорівнює двом. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.



115. Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Кобальту:  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot \text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Координаційне число Кобальту (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.
116. Визначте, чому дорівнює заряд комплексних йонів  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$ ;  $[\text{HgBr}_4]$ ;  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , якщо комплексоутворювачами є  $\text{Cr}^{3+}$ ;  $\text{Hg}^{2+}$ ;  $\text{Fe}^{3+}$ . Напишіть формули сполук, що містять ці комплексні йони.
117. Визначте, чому дорівнює заряд комплексних йонів  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_2]$ ;  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ ;  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ , якщо комплексоутворювачами є  $\text{Cr}^{3+}$ ;  $\text{Pd}^{2+}$ ;  $\text{Ni}^{2+}$ . Напишіть формули комплексних сполук, що містять ці йони.
118. Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Кобальту:  $\text{CoCl}_3 \cdot \text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ;  $\text{KNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Координаційне число Кобальту (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.
119. Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Хрому:  $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Cr}(\text{NO}_2)_3$ ;  $\text{CrCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Cr}(\text{NO}_2)_3$ . Координаційне число Хрому (III) дорівнює шести. Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах.
120. Складіть координаційні формули таких комплексних сполук Платини (II), координаційне число якої дорівнює чотирьом:  $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ . Напишіть рівняння дисоціації цих сполук у водних розчинах. Яка зі сполук є комплексним неелектролітом?

### Твердість води та методи її усунення

Твердість води визначається сумою міліеквівалентів йонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ , які містяться в 1 л води (мекв/л). Один міліеквівалент твердості відповідає вмісту 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  або 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Приклад 1.** Обчисліть твердість води, якщо відомо, що 500 л її містить 202,5 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

*Розв'язок.* У 1 л води міститься  $202,5:500=0,405$  г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , що становить  $0,405:81=0,005$  еквівалентних мас або 5 мекв/л [81 г/моль – еквівалентна маса  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ]. Отже, твердість води 5 мекв.

**Приклад 2.** Скільки грамів  $\text{CaSO}_4$  міститься в 1 м<sup>3</sup> води, якщо твердість, зумовлена наявністю цієї солі, дорівнює 4 мекв?

*Розв'язок.* Молярна маса  $\text{CaSO}_4$  136,14 г/моль; еквівалентна маса дорівнює  $136,14:2=68,07$  г/моль. У 1 м<sup>3</sup> води твердістю 4 мекв міститься  $4 \cdot 1000=4000$  мекв, або  $4000 \cdot 68,07=272\,280$  мг= $272,280$  г  $\text{CaSO}_4$ .

**Приклад 3.** Яку масу соди потрібно додати до 500 л води, щоб усунути її твердість, яка дорівнює 5 мекв?

*Розв'язок.* У 500 л води міститься  $500 \cdot 5 = 2500$  мекв солей, які зумовлюють твердість води. Для усунення твердості треба додати  $2500 \cdot 53 = 132\,500$  мг  $= 132,5$  г соди ( $53$  г/моль – еквівалентна маса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ).

**Приклад 4.** Обчисліть карбонатну твердість води, якщо відомо, що для титрування  $100 \text{ см}^3$  цієї води, яка містить гідрокарбонат кальцію, необхідно додати  $6,25 \text{ см}^3$   $0,08$  н розчину соляної кислоти (НСІ).

*Розв'язок.* Обчислюємо нормальність розчину гідрокарбонату кальцію. Позначивши число еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину (нормальність) через  $x$ , складаємо пропорцію:

$$6,25 / 100 = x / 0,08, \quad x = 0,005 \text{ н.}$$

Таким чином, в 1 л води, що досліджується, міститься  $0,005 \cdot 1000 = 5$  мекв гідрокарбонату кальцію або 5 мекв  $\text{Ca}^{2+}$ -іонів. Карбонатна твердість води 5 мекв.

Наведені приклади можна розв'язати, застосовуючи таку формулу:

$$T = \frac{m}{E \cdot V},$$

де  $m$  – маса речовини, яка зумовлює твердість води або застосована для усунення твердості води, мг;  $E$  – еквівалентна маса цієї речовини;  $V$  – об'єм води, л.

*Розв'язок прикладу 1.*  $T = 202500 / 81 \cdot 500 = 5$  мекв,  $81$  – еквівалентна маса гідрокарбонату кальцію, яка дорівнює половині його молярної маси.

*Розв'язок прикладу 2.* Виходячи з формули  $T = \frac{m}{E \cdot V}$ ,

$$m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272\,280 \text{ мг} = 272,280 \text{ г CaSO}_4.$$

### Контрольні запитання

121. Яку масу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  треба додати до 500 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, яка дорівнює 5 мекв? *Відповідь:* 136,6 г.
122. Які солі зумовлюють твердість природної води? Яку твердість називають карбонатною, некарбонатною? Як можна усунути карбонатну, некарбонатну твердість? Напишіть рівняння реакцій.
123. В 1 л води міститься йонів Магнію 36,47 мг і йонів Кальцію 50,1 мг. Чому дорівнює твердість цієї води? *Відповідь:* 5,5 мекв/л.

124. Яку масу карбонату натрію треба додати до 400 л води, щоб усунути твердість, яка дорівнює 3 мекв. *Відповідь:* 63,6 г.
125. Обчисліть твердість води, якщо в 600 л її міститься 65,7 г гідрокарбонату магнію і 61,2 сульфату калію. *Відповідь:* 3,2 г.
126. У 220 л води міститься 11 г сульфату магнію. Чому дорівнює твердість цієї води? *Відповідь:* 0,83 мекв/л.
127. Вода, яка містить тільки гідрокарбонат магнію, має твердість 3,5 мекв. Яка маса гідрокарбонату магнію міститься в 200 л цієї води? *Відповідь:* 51,1 г.
128. Вода, яка містить тільки гідрокарбонат кальцію, має твердість 9 мекв. Яка маса гідрокарбонату кальцію міститься в 500 л води? *Відповідь:* 364,5 г.
129. Які йони треба усунути з природної води, щоб зробити її м'якою? Введення яких йонів дає змогу пом'якшити воду? Складіть рівняння цих реакцій.
130. Яку масу гідроксиду кальцію треба додати до 276 л води, щоб усунути її карбонатну твердість, яка дорівнює 5,5 мекв? *Відповідь:* 56,06 г.

## РОЗЧИННІСТЬ ОСНОВ, КИСЛОТ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони		К а т і о н и																								
		H <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Be <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>		
	OH <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	-	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
	Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	-	Р	Р	Р	Р
	Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	-	Р	Р	Р	Р
	I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Н	-	Р
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
	S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н
	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н
	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Р	Р
	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н
	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Р	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н
	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	Н
	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Р – розчинна речовина, М – малорозчинна речовина, Н – практично нерозчинна речовина, дефіс означає, що речовина не існує або нестійка, □ – слабкий електроліт

ПЕРЮДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д. І. МЕНДЕЛІЄВА

ПЕРІОДИ	ГРУПИ										РЯД		
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H 1,0079 Гідроген											He 4,0026 Гелій	1
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон	N 14,007 Нітроген	O 15,999 Оксиген	F 18,998 Флюор	Ne 20,179 Неон					10
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	17 Ag 107,868 Срібло	18 Au 196,967 Золото			18
4	K 39,098 Калій	Ca 40,08 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум	26 Ni 58,69 Нікел	27 Co 58,93 Кобальт			27
5	Cu 63,546 Купрум	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,922 Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон	36 Pd 106,42 Паладій	35 Ag 107,868 Срібло			36
6	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,22 Цирконій	Nb 92,906 Нобій	Mo 95,94 Молибден	Tc 99 Технецій	Ru 101,07 Рутеній	44 Rh 102,91 Родій	45 Pd 106,42 Паладій			45
7	Ag 107,87 Аргентум	Cd 112,41 Кадмій	In 114,82 Індій	Sn 118,71 Станум	Sb 121,75 Стмбій	Te 127,6 Телур	I 126,9 Йод	Xe 131,29 Ксенон	54 Pt 195,08 Платина	55 Au 196,967 Золото			54
8	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,22 Осмій	76 Ir 192,22 Ірідій	77 Pt 195,08 Платина			76
9	Au 196,97 Аурум	Hg 200,59 Меркурій	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон	86 Rf [261] Рифторій	87 Fr [223] Францій			86
10	Fr [223] Францій	Ra 226,02 Радій	**Ac [261] Актиній	Unq [261] Унілквадій	Uup [261] Унілпентій	Uuh [261] Унілгексадій	Uns [261] Унілсептій	Uuo [261] Унілвосьмій	Uun [261] Унілдев'ятий	Uuu [261] Унілдесятий			110

\*Лантаноїди

\*\*Актиноїди

58	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прометій	Nd 144,24 Неодім	Pm [147] Прометій	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній
65	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,5 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Іттербій	Lu 174,97 Лютецій
90	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактиній	U 238,03 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [242] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюріцій
97	Bk [247] Берклій	Cf [249] Каліфорній	Es [252] Єнштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій

## СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Басов В. П., Родіонов В. М., Юрченко О. Г. Хімія. – К.: Каравелла, 2002. – 280 с.
2. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравелла, 2003. – 352 с.
3. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 480 с.
4. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 1. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 104 с.
5. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 2. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2004. – 104 с.
6. Висоцька Т. І. Конспект лекцій з хімії. Частина 3. Для студентів денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2005. – 104 с.
7. Висоцька Т. І. Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Класифікація та номенклатура неорганічних сполук» і «Розчини електролітів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 35 с.
8. Висоцька Т. І., Артюхович Т. Д. Методичні рекомендації до самостійного вивчення теми: «Окисно-відновні реакції» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2003. – 35 с.
9. Висоцька Т. І. Методичні рекомендації до самостійного вивчення тем: «Основи електрохімічних процесів» для студентів спеціальностей «Вагони», «ЗС», «АТЗ», «ЕТ», «ОПУТ» денної та заочної форм навчання. – К.: КУЕТТ, 2006. – 35 с.

*Навчально-методичне видання*

Методичні вказівки та завдання  
до виконання контрольної роботи з хімії  
для студентів усіх спеціальностей заочної (скороченої) форми навчання

Укладач: Т. І. Висоцька

Відповідальний за випуск О. Я. Пилипчук

Директор РВЦ ДЕТУТ	Л. В. Пономаренко
Головний редактор	О. В. Ємець
Верстка	В. О. Андрієнка

Підписано до друку 02.02.2010 р. Формат 60x84/16, папір офсетний,  
спосіб друку – ризографія. Наклад 250 прим. Замовлення № 9–2/10

---

Надруковано в Редакційно-видавничому центрі  
Державного економіко-технологічного університету транспорту  
Свідоцтво про реєстрацію Серія ДК № 3079 від 27.12.2007 р.  
03049, м. Київ-49, вул. Миколи Лукашевича, 19.

