

**Міністерство освіти і науки України**  
**Уманський національний університет садівництва**  
**Кафедра біології**

**Н.О. Ляховська**

# **ХІМІЯ**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**для виконання завдань самостійної роботи**  
**для студентів ОС молодший бакалавр**  
**спеціальності 181 Харчові технології**  
**денної форми навчання**

**Умань 2021**

Викладено методичні вказівки щодо вивчення дисципліни «Хімія» і наведені завдання для самостійної підготовки студентів.

Затверджено на засіданні кафедри біології ( протокол № 1 від 26.08.2021 р.)

Рекомендовано до видання науково-методичною комісією інженерно-технологічного факультету Уманського НУС (протокол № 1 від 1.09.2021 р.)

Рецензенти:

*Галушко С.М.* – к.х.н., доцент Уманського державного педагогічного університету ім. П. Тичини;

*Жиляк І.Д.* – к.х.н., доцент Уманського національного університету садівництва.

Ляховська Н.О. Хімія. Методичні вказівки для виконання завдань самостійної роботи для студентів ОС молодший бакалавр спеціальності 181 Харчові технології денної форми навчання / Н.О. Ляховська. – Умань: Візаві, 2021. – 70 с.

## ЗМІСТ

Вступ.....	5
1. Основні положення неорганічної хімії. Основні поняття і закони хімії.....	6
2. Будова атома. Періодичний закон та періодична система елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок і будова молекул.....	11
3. Класифікація і номенклатура неорганічних сполук та генетичний зв'язок між ними.	
4. Хімічна кінетика й рівновага.....	14
5. Поняття про розчини (газоподібні, тверді, рідкі).....	22
6. Особливості електролітичної дисоціації кислот, основ і солей та реакції в розчинах електролітів.....	24
7. Гідроліз солей.....	28
8. Хімічні перетворення із зміною ступенів окиснення елементів. Окисно-відновні реакції.....	32
9. Координаційні (комплексні) сполуки, їх роль у живій природі.....	36
10. Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі найважливіших біогенних елементів.....	42
11. Аналітична хімія. Якісний аналіз.....	47
12. Кількісний аналіз.....	54
Гравіметричний аналіз.....	54
Титриметричний аналіз.....	55
Кислотно-основне титрування.....	57
Комплексонометричне титрування.....	59
Окисно-відновне титрування.....	60
13. Органічна хімія. Предмет і методи та завдання органічної хімії. Теоретичні засади органічної хімії.....	63
14. Насичені та ненасичені вуглеводні. Циклічні вуглеводні.....	64

Спирти одноатомні, багатоатомні. Феноли, Прості етери.....	65
Оксосполуки (альдегіди, кетони, хінони).....	66
Карбонові кислоти. Естери. Ліпіди. Мила.....	66
Вуглеводи: моносахариди, олігосахароди та полісахариди.....	67
Нітрогеновмісні, сульфавмісні, галогеновмісні органічні сполуки. Амінокислоти, білки.....	68
Гетероциклічні сполуки. Нуелеїнові кислоти.....	68
Низькомолекулярні біологічно активні органічні сполуки.....	69
Рекомендована література.....	70

## ВСТУП

Методичні вказівки розроблені як допоміжний матеріал до основної навчальної літератури з курсу неорганічної та аналітичної хімії і містять контрольні завдання для самостійної роботи під керівництвом викладача та перевірки знань до кожної теми за модульно-рейтинговою системою, а також включають теоретичний матеріал.

Контрольні завдання побудовані таким чином, щоб якомога більше заохотити студентів до самостійного виконання завдань і частково містять питання основного базового матеріалу із неорганічної та аналітичної хімії, які професійно орієнтовані до спеціальності.

Студент повинен вміти вчитися самостійно, творчо, набувати і поступово заглиблювати свої знання.

Високий рівень знань з неорганічної та аналітичної хімії забезпечує майбутньому фахівцю можливість кращого засвоєння наступних дисциплін професійного спрямування та кваліфіковано вирішувати питання, пов'язані зі швидко зростаючим прогресом теоретичних досліджень в хімії, біохімії, біології, нанотехнології, потребами новітніх технологій хімічних та біохімічних виробництв, охороною здоров'я та покращення стану довкілля.

Питання для самостійної роботи сприяють кращому засвоєнню матеріалу. Список рекомендованої літератури дозволить легше орієнтуватися в підручниках та методичних посібниках з неорганічної та аналітичної хімії.

*Після вивчення дисципліни студент повинен знати:*

- основні поняття і закони хімії;
- класифікацію, номенклатуру та хімічні властивості класів неорганічних сполук;
- хімічні та фізико-хімічні процеси, які відбуваються в розчинах, їх основні закономірності;
- окисно-відновні процеси і їх застосування;
- сутність методів якісного і кількісного аналізу;

*Після вивчення дисципліни студент повинен вміти:*

- аналізувати результати дослідів та проводити відповідні розрахунки;
- самостійно виконувати досліди згідно методичних вказівок;
- користуватися хімічним посудом та приладами;
- прогнозувати результати експерименту і підбирати методи аналізу.

## Основні поняття і закони хімії

У хімічних розрахунках використовується кількість речовини – моль. Масу одного моля речовини досить просто вирахувати, якщо відома формула речовини, оскільки чисельно маса 1 моль співпадає з відносною молекулярною масою.

Наприклад, 1 моль  $H_2$  – 2 г;  $HNO_3$  – 63 г і т.д.

Один моль будь-якої речовини містить  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул (число Авогадро), але маса одного моля різних речовин – різна.

Моль будь-якої газоподібної речовини за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 22,4 л.

### Контрольні завдання

1. Вибрати з наведених нижче сполук (частинок): атоми і молекули та зазначити до складних або простих сполук вони належать:

*Приклад 2:*  $H_2$ ,  $SO_2$ ,  $O$ ,  $PO_4^{3-}$ .

$H_2$  – молекула, проста речовина;

$SO_2$  – молекула сульфур (IV) оксиду, складна речовина;

$O$  – атом кисню;

$PO_4^{3-}$  – фосфат-аніон, частинка складної речовини.

1.1.  $Cl_2$ ,  $SO_3$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $HCl$ .

1.2.  $N_2O$ ,  $O_2$ ,  $CuSO_4$ ,  $S^{2-}$ .

1.3.  $SO_4^{2-}$ ,  $S$ ,  $P_2O_5$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ .

1.4.  $Fe$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $O_3$ ,  $NO_3^-$ .

1.5.  $Cu$ ,  $OF_2$ ,  $NO_2^-$ ,  $NaCl$ .

1.6.  $F_2$ ,  $NiO$ ,  $ClO_3^-$ ,  $CuO$ .

1.7.  $Cl^-$ ,  $H_2O$ ,  $Ar$ ,  $FeS_2$ .

2. Визначити відносну молекулярну масу речовини і вказати сумарне число атомів у цій сполуці.

*Приклад 1:* Нітрит кальцію –  $Ca(NO_2)_2$ ;

$$M_r = A_{rCa} + 2(A_{rN} + 2A_{rO}) = 40 + 2(14 + 2 \cdot 16) = 136$$

$$\text{Сумарне число атомів: } 1Ca + 2(1N + 2 \cdot O) = 7$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	Mr	Сумарне число атомів
Приклад	Нітрит кальцію	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	136	7
2.1	Нітратна (азотна) кислота			
	Сульфат купруму			
2.2	Сульфатна (сірчана) кислота			
	Карбонат амонію			
2.3	Гідроксид феруму (III)			
	Нітрат алюмінію			
2.4	Карбонатна кислота			
	Гідрогенсульфат натрію			
2.5	Сульфат цинку			
	Гідроксохлорид цинку			
2.6	Перманганат калію			
	Гідрогенфосфат кальцію			

3. Написати формулу сполуки і вказати масову частку елемента (у відсотках із точністю до десятих).

*Приклад 3: Гідроксид кальцію –  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ;*

$$M_r = A_{r_{\text{Ca}}} + 2(A_{r_{\text{O}}} + A_{r_{\text{H}}}) = 40 + 2(16 + 1) = 74$$

$$M_r (\text{Ca}(\text{OH})_2) - 2 \cdot A_r(\text{O});$$

$$M_r (\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 - 100 \%$$

$$2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 - x \%$$

$$x = \frac{2 \cdot 16 \cdot 100}{74} = 43.24 \%$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	Елемент	Масова частка, %
Приклад	Гідроксид кальцію	Ca(OH) <sub>2</sub>	оксиген	43,24
3.1	Сульфат калію		сульфур	
3.2	Гідроксид натрію		натрій	
3.3	Нітрат алюмінію		алюміній	
3.4	Карбонат кальцію		кальцій	
3.5	Силікат калію		силіцій	
3.6	Нітрит амонію		нітроген	

4. Визначити вміст сполуки у відсотках (із точністю до десятих) у речовині.

*Приклад 4: Відносна молекулярна маса H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>:*

$$Mr(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г}$$

Молекулярна маса SO<sub>3</sub>:

$$Mr(SO_3) = 32 + 3 \cdot 16 = 80 \text{ г}$$

$$\text{Масова частка: } \omega = \frac{Mr(SO_3)}{Mr(H_2SO_4)} \cdot 100\% = \frac{80}{98} \cdot 100\% = 81,63\%$$

№ задачі	Назва сполуки	Формула сполуки	Вміст сполуки	Масова частка, %
Приклад	Сульфатна кислота	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>3</sub>	81,63
4.1	Хлорна кислота		Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
4.2	Гідрокарбонат кальцію		CaO	
4.3	Мідний купорос		H <sub>2</sub> O	
4.4	Гідрофосфат калію		P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
4.5	Нітратна (азотна) кислота		N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	
4.6	Гідроксид калію		K <sub>2</sub> O	



5. Обчисліть відносні молекулярні маси речовин, формули яких:

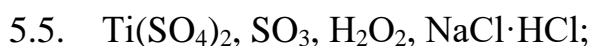
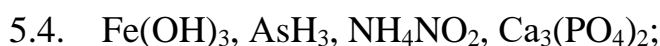
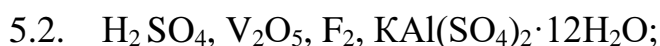
Приклад 5:  $O_2$ ,  $KOH$ ,  $N_2O$ ,  $Na_2PbO_2$ ;

$$Mr_{O_2} = 2 \cdot Ar_O = 2 \cdot 16 = 32;$$

$$Mr(KOH) = Ar_K + Ar_O + Ar_H = 39 + 16 + 1 = 56;$$

$$Mr(N_2O) = 2 \cdot Ar_N + Ar_O = 2 \cdot 14 + 16 = 44;$$

$$Mr(Na_2PbO_2) = 2 \cdot Ar_{Na} + Ar_{Pb} + 2 \cdot Ar_O = 2 \cdot 23 + 207 + 2 \cdot 16 = 285.$$



6. Яка валентність (ступінь окиснення) елемента в сполуці?

№ завдання	Назва сполуки	Формула сполуки	Елемент	Валентність	Ступінь окиснення
Приклад	Гідроксид барію	$Ba(OH)_2$	барій	II	2+
6.1	Гідроксид стронцію		стронцій		
6.2	Сульфат цинку		сульфур		
6.3	Нітрат алюмінію		нітроген		
6.4	Гідрокарбонат кальцію		карбон		
6.5	Гідроксохлорид купрум(II)		хлор		
6.6	Гідроксид феруму (II)		оксиген		

7. У скільки разів молекули речовин в кожній парі відрізняються одна від одної за масою?

Приклад б: етан  $C_2H_6$  – кисень  $O_2$ ;

$$Mr(C_2H_6) = 28; \quad Mr(O_2) = 32;$$

$$n = \frac{Mr(O_2)}{Mr(C_2H_6)} = \frac{32}{28} = 1.14 \text{ разів.}$$

- 7.1. озон  $O_3$  – кисень  $O_2$ ;    7.5. бром  $Br_2$  – фтороводень  $HF$ ;  
7.2. водень  $H_2$  – хлор  $Cl_2$ ;    7.6. силан  $SiH_4$  – кисень  $O_2$ ;  
7.3. азот  $N_2$  – етилен  $C_2H_4$ ;    7.7. метан  $CH_4$  – фосфін  $PH_3$ .  
7.4. амоніак  $NH_3$  – сірководень  $H_2S$ ;

8. Визначте найпростішу формулу сполуки такого складу (в процентах за масою):

Приклад 7: Калій – 39,7%, Манган – 27,9%, Оксиген – 32,4%.

$$Ar(K) = 39, \quad Ar(Mn) = 55, \quad Ar(O) = 16. \quad K_xMn_yO_z:$$

$$x \div y \div z = \frac{39.7}{39} \div \frac{27.9}{55} \div \frac{32.4}{16} = 1.02 \div 0.51 \div 2.03 = \frac{1.02}{0.51} \div \frac{0.51}{0.51} \div \frac{2.03}{0.51} = 2 \div 1 \div 4$$

Остаточна формула:  $K_2MnO_4$ .

- |  |  |
|--|--|
| 8.1. сульфур – 94,11%,<br>гідроген – 5,88%;  | 8.4. карбон – 27,27%,<br>оксиген – 72,73%.                   |
| 8.2. нітроген – 30,43%,<br>оксиген – 69,57%; | 8.5. фосфор – 43,66%;<br>оксиген – 56,34%.                   |
| 8.3. натрій – 57,5%,<br>купрум – 40,0%;      | 8.6. оксиген – 40,0%,<br>купрум – 40,0%,<br>сульфур – 20,0%. |

9. Обчисліть масову частку оксигену в сполуці:

Приклад 8:  $NaClO_3$ ;

$$Mr(NaClO_3) = Ar_{Na} + Ar_{Cl} + 3Ar_O = 23 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 106,5;$$

$$\omega(O) = \frac{3 \cdot Ar(O)}{Mr(NaClO_3)} \cdot 100\% = \frac{3 \cdot 16}{106,5} \cdot 100\% = 45,07\% .$$

- 9.1.  $SO_2, Na_2S_2O_3$ ;    9.4.  $N_2O_3, MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ;  
9.2.  $Ca(OH)_2, H_2O$ ;    9.5.  $LiNO_3 \cdot 3H_2O, HPO_3$ ;

9.3.  $N_2O$ ,  $(NH_4)_2CO_3$ ;      9.6.  $H_4P_2O_7$ ,  $Al(OH)_3$ .

10. Визначте валентність або ступінь окиснення елементів у наступних сполуках:

*Приклад 9:  $Cr_2O_3$ .*

Оксиген (O) у сполуках має валентність II, в оксидах виявляє ступінь окиснення 2-. У формулі три атоми кисню  $3 \cdot (2-) = -6$ . Сума негативних зарядів складає -6. У сполуці сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів. Маємо два атоми хрому:  $2 \cdot x = 6$ ;  $x = 3$ . Ступінь окиснення хрому = +3.  $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$ .

10.1.  $Cl_2O_7$ ,  $H_2Se$ ,  $SiH_4$ ,  $CuS$ ;      10.4.  $MoO_3$ ,  $P_2O_3$ ,  $OF_2$ ,  $Mn_2O_7$ ;

10.2.  $AuCl_3$ ,  $Ba_2Si$ ,  $GeO_2$ ,  $VCl_4$ ;      10.5.  $Ba_2Si$ ,  $B_2O_3$ ,  $CuCl$ ,  $PH_3$ ;

10.3.  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $AlBr_3$ ,  $AlN$ ;      10.6.  $Bi_2S_3$ ,  $SbCl_5$ ,  $PbI_2$ ,  $CH_4$ .

11. Вкажіть ступінь окиснення над символами елементів і складіть формули таких сполук:

*Приклад 10:  $H_2S_xO_3$ .*

кисень виявляє ступінь окиснення -2, водень +1:  $H_2^{+1}S_xO_3^{-2}$ . У формулі три атоми кисню  $3 \cdot (2-) = -6$ . Сума негативних зарядів = -6. Сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів:  $2 \cdot (1+) + x = 6$ ;  $x = 4$ . Ступінь окиснення сульфуру = +4.  $H_2^{+1}S^{+4}O_3^{2-}$ .

11.1.  $Na_xP^VO_3$ ,  $Cr^{VI}O_y$ ;      11.4.  $Ca_x(PO_4)_2$ ,  $Na_zP^VO_7$ ;

11.2.  $KCr^{III}O_x$ ,  $V^{III}_x(SO_4)_3$ ;      11.5.  $Al_y(HPO_4)_3$ ,  $Cr^{III}(N^VO_y)_3$ ;

11.3.  $Ca_x(PO_4)_2$ ,  $C^{IV}O_y$ ;      11.6.  $LiV^VO_8$ ,  $Cl^I_xO$

12. Визначте ступінь окиснення елементу в сполуках:

12.1. кисню –  $NaClO$ ,  $OF_2$ ,  $BaO_2$ ;

12.2. фосфору –  $HPO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $HPF_6$ ;

12.3. сульфуру –  $Na_2S$ ,  $Na_2S_2O_3$ ,  $Na_2SO_4$ ;

12.4. силіцію –  $SiH_4$ ,  $SiO_2$ ,  $H_2SiO_3$ ;

12.5. хрому –  $K_2Cr_2O_7$ ,  $Cr(OH)_3$ ,  $K_2CrO_4$ ;

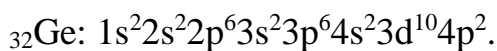
12.6. феруму –  $FeCO_3$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $Fe(OH)_3$ .

**Будова атома. Періодичний закон та періодична система елементів  
Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок і будова молекул**

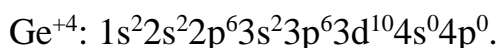
**Контрольні завдання**

1. Написати електронну формулу атома елемента і його йона з найвищим ступенем окиснення:

*Приклад 11: Германій.*



Найвищий ступінь окиснення германію +4.



1.1. Фосфор, Алюміній; 1.2. Флуор, Стронцій; 1.3. Оксиген, Сульфур.

2. Скільки протонів, нейтронів та електронів містить атом елемента з порядковим номером:

*Приклад 12: №15;*

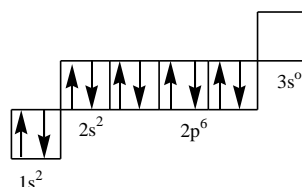
№ 15 – елемент фосфор (P).  $p = 15$ ;  $e = 15$ ;  $n = \text{Ar} - Z = 31 - 15 = 16$ , ( $Z$  – порядковий номер елемента).

2.1. №4, №18;      2.2. №29, №14;      2.3. №20, №7.

3. Написати електронну структуру йону елемента:

*Приклад 13:  $\text{Mg}^{2+}$ :*

$3s^0$  – валентний рівень.



3.1.  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ;      3.2.  $\text{P}^{5+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ;      3.3.  $\text{N}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^{7+}$ .

4. Написати електронну формулу елементів згідно правил Клечковського і Хунда (показати послідовність розміщення електронів по рівням та підрівням) і вказати кількість неспарених електронів у цьому атомі:

*Приклад 14: Оксиген, Хром.*

${}_{8}\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$ , при чотирьох електронах на підрівні 2p два з них спарені і два неспарені; хром -  ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ , на підрівні 4s один електрон неспарений, а на 3d підрівні всі 5 електронів неспарені.

4.1. сульфуру та калію, нітрогену та мангану;

4.2. карбону та хрому, силіцію та купруму;

4.3. бору та кобальту, хлору та кальцію;

5. Напишіть електронну формулу атома елемента, вкажіть всі можливі валентності та ступені окиснення елемента у збудженому стані:

*Приклад 15: №12.*

${}_{12}\text{Mg}$ :  $1s^22s^22p^63s^2$ ;  $\text{Mg}^*$ : ст.ок.  $2+$ , валентність II.

5.1. №8, №13, №16; 5.2. №35, №16; 5.3. №26, №11.

6. Напишіть формули вищих оксидів і відповідних гідридів елементів із порядковими номерами:

*Приклад 16: №14.*

№ 14 – елемент силіцій (Si). Формула вищого оксиду -  $\text{SiO}_2$ , силану -  $\text{SiH}_4$ .

6.1. №№19, 32, 16;

6.2. №№35, 43, 8;

6.3. №№20, 32, 53.

7. Вказати номер групи періодичної системи, до якої належить сполука елемента з вищим ступенем окиснення:

*Приклад 16:  $\text{RO}_3$ :*

Оксиген виявляє ступінь окиснення  $-2$ , у формулі три атоми оксигену  $3 \cdot (2-) = -6$ . Сума негативних зарядів дорівнює сумі позитивних зарядів. Тоді елемент R має ступінь окиснення  $+6$ .  $\text{R}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ . Номер групи вказує на максимальний позитивний ступінь окиснення: елемент VI групи.

7.1.  $\text{R}_2\text{O}_5$ ,  $\text{R}_2\text{O}_3$ ; 7.2. HR,  $\text{RCl}_4$ ; 7.3.  $\text{R}_2\text{O}_7$ ,  $\text{RO}_2$ .

8. Як змінюються величини зарядів ядер, радіуси атомів, електронегативність і ступені окиснення елементів? Які закономірності цих змін по групі зверху вниз або по періоду зліва направо? Як змінюється в цьому напрямку металічність елементів і характер оксидів та гідроксидів?

8.1. Елементи 2A періоду;

8.2. Елементи 6A періоду;

8.3. Елементи 7B періоду.

9. До якого елемента зміщені спільні електронні пари у відповідній сполуці? Вкажіть його атомну масу:

*Приклад 17: Розглянемо молекулу  $\text{Cl}_2\text{O}$ .*

$EN(Cl) = 3,0$ ;  $EN(O) = 3,5$ . Різниця  $EN$  складає  $3,5 - 3,0 = 0,5 < 1,7$ . При утворенні молекули неспарені електрони атомів хлору утворюють спільну електронну пару, зміщену до кисню.

9.1.  $Ca_3P_2$ ,  $H_2S$ ; 9.2.  $Mg_2Si$ ,  $Be_2C$ ; 9.3.  $SiF_4$ ,  $B_2O_3$ ;

10. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки у молекулі:

*Приклад 18: молекула  $SO_2$ .*

Кожен атом кисню для утворення спільних електронних пар надає два неспарені електрони, а два атоми разом – 4 електрони; атом сульфуру у цій сполуці надає 4 електрони для утворення спільних електронних пар з двома атомами кисню. Отже, в молекулі  $SO_2$  утворюється 4 спільні електронні пари.

10.1.  $HCN$ ,  $Ca_3N_2$ ; 10.2.  $CO$ ,  $C_2H_6$ ; 10.3.  $SiCl_4$ ,  $CCl_4$ .

11. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, який зі зв'язків характеризується найбільшою мірою йонності (розрахувати ступінь йонності  $i, \%$  якщо вважати, що 50% йонного зв'язку відповідає різниці між електронегативністю 1,7):

*Приклад 19:  $K$  і  $O$ .*

$EN(K) = 0,8$ ;  $EN(O) = 3,5$ . Різниця  $EN$  складає  $3,5 - 0,8 = 2,7$ .

$$\frac{1,7 - 50\%}{2,7 - x} ; x = \frac{2,7 \cdot 50}{1,7} = 79,4.$$

Йонного 79,4%, ковалентного  $100 - 79,4 = 20,6\%$ .

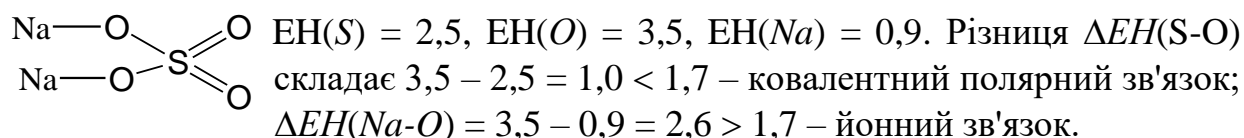
11.1.  $O$  і  $Ca$ ,  $O$  і  $K$ ,  $K$  і  $Cl$ ,  $O$  і  $Cl$ ;

11.2.  $Al$  і  $Cl$ ,  $Fe$  і  $Cl$ ,  $S$  і  $H$ ,  $N$  і  $H$ ;

11.3.  $O$  і  $Na$ ,  $H$  і  $I$ ,  $Li$  і  $Br$ ,  $Ca$  і  $Cl$ .

12. Напишіть структурно-графічну формулу сполуки і вкажіть типи хімічних зв'язків між атомами:

*Приклад 20:  $Na_2SO_4$ .*



12.1.  $Co(OH)_3$ ,  $NaOH$ ;

12.3.  $Ca(NO_3)_2$ ,  $Mg_3(PO_4)_2$ ;

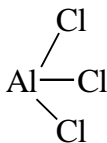
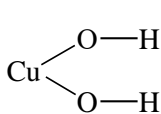
12.2.  $H_2SO_3$ ,  $K_2SO_4$ ;

12.4.  $KMnO_4$ ,  $KCl$ .



4. Написати молекулярні й структурно-графічні формули:

Приклад 24: гідроксид купруму (II) і хлорид алюмінію:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  і  $\text{AlCl}_3$ .

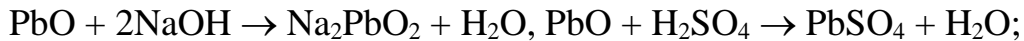


- 4.1. гідроксид стронцію та карбонат кальцію;
- 4.2. фосфатна кислота та сульфат заліза;
- 4.3. оксид хлору(VII) та нітрат цинку;
- 4.4. хлорид кальцію та фосфат алюмінію;
- 4.5. нітрит купруму(II) та карбонатна кислота;
- 4.6. гідроксид стибію(III) та хлорна кислота;

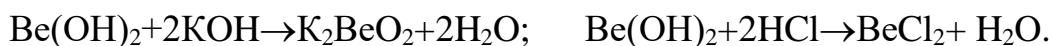
5. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність сполук:

Приклад 25:  $\text{PbO}$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ .

$\text{PbO}$  – амфотерний оксид:



$\text{Be}(\text{OH})_2$  – амфотерний гідроксид:



- |   |   |
|---|---|
| 5.1. $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ; | 5.4. $\text{Al}_2\text{O}_3$ , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ; |
| 5.2. $\text{BeO}$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$ ;            | 5.5. $\text{PbO}$ , $\text{Be}(\text{OH})_2$ ;            |
| 5.3. $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ; | 5.6. $\text{SnO}$ , $\text{Sb}(\text{OH})_3$ .            |

6. Написати рівняння реакцій одержання сполук п'ятьма способами:

Приклад 25: карбонат кальцію  $\text{CaCO}_3$ .

- 1)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 2)  $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ ;
- 3)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 5)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .



- |                      |                             |
|----------------------|-----------------------------|
| 6.1. фосфат кальцію; | 6.4. нітрат цинку;          |
| 6.2. сульфат барію;  | 6.5. сульфід купрум(II);    |
| 6.3. хлорид цинку;   | 6.6. гідрогенфосфат магнію. |

7. Здійснити такі перетворення:

Приклад 26:  $Na \rightarrow Na_2O \rightarrow Na_2PbO_2 \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl$ .

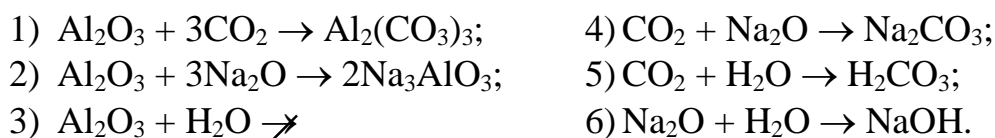
- 1)  $2NaCO_3 \xrightarrow{t} Na_2O + CO_2$ ;
  - 2)  $Na_2O + PbO \rightarrow Na_2PbO_2$ ;
  - 3)  $Na_2PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + 2NaCl + 2H_2O$ ;
  - 4)  $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$ .
- 7.1.  $PbO \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbCl_2$   
↙  
 $Na_2PbO_2$
- 7.2.  $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4HSO_4$
- 7.3.  $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2 \rightarrow Ba(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2$
- 7.4.  $Zn \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$
- 7.5.  $CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$
- 7.6.  $Sb_2O_3 \rightarrow Sb(NO_3)_2 \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow K_3SbO_3 \rightarrow SbCl_3$

8. Закінчити рівняння реакцій:

- |                                      |                                      |
|--------------------------------------|--------------------------------------|
| 8.1. $Ba(OH)_2 + N_2O_5 \rightarrow$ | 8.4. $Al_2O_3 + KOH \rightarrow$     |
| $CaO + PbO \rightarrow$              | $HClO_4 + CaO \rightarrow$           |
| $SO_2 + Co_2O_3 \rightarrow$         | $Mn_2O_7 + NaOH \rightarrow$         |
| 8.2. $Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$   | 8.5. $Ca(OH)_2 + NO_2 \rightarrow$   |
| $ZnO + Na_2O \rightarrow$            | $(NH_4)_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ |
| $Mg(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$       | $Fe(OH)_3 + HNO_2 \rightarrow$       |
| 8.3. $H_2SO_4 + NiO \rightarrow$     | 8.6. $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$   |
| $CO_2 + SrO \rightarrow$             | $Zn(NO_3)_2 + K_3PO_4 \rightarrow$   |
| $Al(OH)_3 + K_2O \rightarrow$        | $BaO + B_2O_3 \rightarrow$           |

9. Які сполуки взаємодіють попарно (написати рівняння реакцій)?

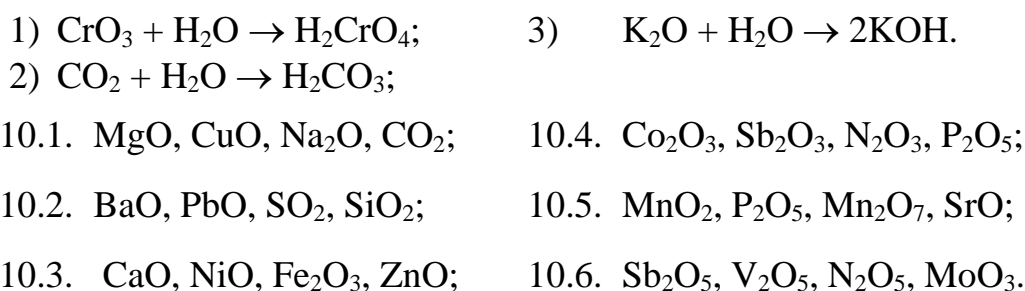
Приклад 27:  $Al_2O_3, CO_2, Na_2O, H_2O$ .



- 9.1.  $\text{N}_2\text{O}_5$ , BaO,  $\text{H}_2\text{O}$ , ZnO;      9.4.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ , FeO, BaO;  
 9.2.  $\text{SiO}_2$ , BeO, CuO,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;      9.5. CoO,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ , SrO;  
 9.3.  $\text{SO}_2$ , CO,  $\text{Na}_2\text{O}$ , SnO;      9.6.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ , MgO,  $\text{SO}_3$ .

10. Які оксиди взаємодіють із водою (написати рівняння реакцій):

*Приклад 28:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ .*

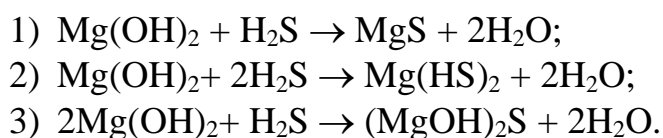


11. Визначити валентність і ступінь окиснення елементів у сполуках:

- 11.1.  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;      11.4.  $\text{Co}_2\text{O}_3$ , HClO, CuS;  
 11.2.  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ;      11.5. NaOH,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  
 11.3. FeO, KOH,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ;      11.6.  $\text{K}_2\text{O}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .

12. Написати всі можливі реакції між сполуками:

*Приклад 29: гідроксид магнію і сульфідна кислота:*



- 12.1. гідроксид калію і сульфатна кислота (дві реакції);  
 12.2. гідроксид алюмінію й гідроксид натрію (три реакції);  
 12.3. гідроксид кальцію і сульфідна кислота (три реакції);  
 12.4. гідроксид міді й нітратна кислота (дві реакції);  
 12.5. гідроксид цинку і фосфатна кислота (чотири реакції);  
 12.6. гідроксид натрію й гідроксид свинцю (дві реакції);

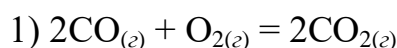
## Хімічна кінетика і рівновага

Необхідний для засвоєння матеріал із даної теми в літературі [1-3, 4-5, 6-8]. Особливу увагу необхідно звернути на закон діючих мас і на його основі - стан хімічної рівноваги в оборотних процесах, де швидкість прямої та зворотної реакцій рівні.

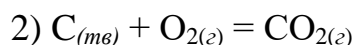
$$V_{\text{прям.}} = V_{\text{зворотн.}}$$

Найважливішою характеристикою стану рівноваги є константа рівноваги  $K$ . Константа рівноваги вказує, у скільки разів швидкість прямої реакції більша за швидкість зворотної при даних температурі й концентраціях.

Оскільки загальне число кількості твердої речовини не впливає на швидкість реакції, то і концентрація твердих речовин не входить у константу рівноваги. Наприклад,



$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]};$$



$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{O}_2]}.$$

**Приклад рішення завдання:** Як зміниться швидкість хімічної реакції  $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , що протікає в газовій фазі, якщо збільшити:

- 1) концентрацію кисню в три рази;
- 2) концентрацію хлороводню у два рази;
- 3) тиск у два рази?

Розв'язок:

- 1) Швидкість прямої реакції дорівнює:

$$V = k [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2] = k \cdot a^4 \cdot b, \text{ де } [\text{HCl}] = a, [\text{O}_2] = b.$$

Швидкість прямої реакції при збільшенні концентрації кисню дорівнює:

$$V_1 = k [\text{HCl}]^4 \cdot 3[\text{O}_2] = k \cdot a^4 \cdot 3b = 3k a^4 b.$$

Швидкість реакції збільшиться в:

$$\frac{V_1}{V} = \frac{3k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 3 \text{ рази.}$$

Отже, при збільшенні концентрації кисню в три рази швидкість реакції збільшиться в три рази.

$$2) V_2 = k \cdot (2a)^4 \cdot b = 16k a^4 b$$

$$\frac{V_2}{V} = \frac{16k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 16 \text{ разів}$$

Швидкість реакції при збільшенні концентрації HCl в 2 рази, збільшиться в 16 разів.

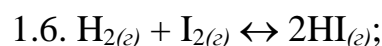
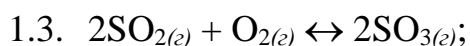
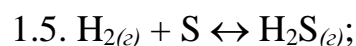
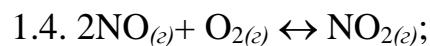
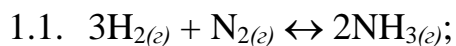
$$3) V_3 = k \cdot (2a)^4 \cdot 2b = 32k a^4 b$$

$$\frac{V_3}{V} = \frac{32k \cdot a^4 \cdot b}{k \cdot a^4 \cdot b} = 32 \text{ рази}$$

При збільшенні тиску в 2 рази швидкість реакції збільшиться в 32 рази.

### **Контрольні завдання**

1. Згідно закону діючих мас написати вираз для швидкості реакції:



2. Як зміниться швидкість реакції утворення амоніаку з азоту й водню, якщо:

2.1. збільшити концентрацію вихідних речовин удвічі;

2.2. збільшити концентрацію азоту у два рази;

2.3. зменшити концентрацію азоту у два рази;

2.4. у два рази збільшити тиск системи;

2.5. тиск у системі збільшити у 5 разів;

2.6. у два рази зменшити тиск системи;

3. Як зміниться швидкість реакції, якщо температурний коефіцієнт  $\gamma$  дорівнює 3, при підвищенні температури:

*Приклад 30: з 40 до 80 °C;*

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = V_1 \cdot 3^{\frac{80 - 40}{10}} = V_1 \cdot 3^4 = 81 \cdot V_1;$$

Швидкість реакції при підвищенні температури з 40 до 80 °C збільшиться у 81 раз.

3.1. з 80 до 100 °C;

3.4. з 100 до 120 °C;

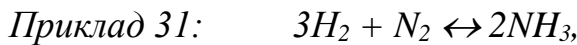
3.2. з 40 до 60 °С;

3.5. з 80 до 160 °С;

3.3. з 20 до 80 °С;

3.6. з 60 до 100 °С.

4. Визначити константу рівноваги реакції:



якщо  $[NH_3] = 0,2$  моль/л;  $[N_2] = 0,5$  моль/л;  $[H_2] = 0,10$  моль/л.

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{(0,2)^2}{(0,1)^3 \cdot 0,5} = 80$$

4.1.  $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$ , якщо  $[SO_2] = 0,04$  моль/л;  $[O_2] = 0,06$  моль/л;  $[SO_3] = 0,02$  моль/л.

4.2.  $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$ , якщо  $[NH_3] = 0,4$  моль/л;  $[N_2] = 0,3$  моль/л;  $[H_2] = 0,10$  моль/л.

4.3.  $CO + Cl_2 = COCl_2$  (фосген), якщо  $[CO] = 0,28$  моль/л;  $[Cl_2] = 0,09$  моль/л; рівноважна  $[CO] = 0,20$  моль/л.

4.4.  $C_{(т)} + O_{2(г)} \leftrightarrow CO_{2(г)}$ , якщо  $[O_2] = 0,01$  моль/л;  $[CO_2] = 0,04$  моль/л.

4.5.  $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ , якщо  $[NO] = 0,02$  моль/л;  $[O_2] = 0,01$  моль/л;  $[NO_2] = 0,03$  моль/л.

4.6.  $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ , якщо  $[N_2] = 0,1$  моль/л;  $[O_2] = 0,05$  моль/л;  $[NO] = 0,02$  моль/л.

5. Якою буде концентрація речовини *B* після реакції  $A_2 + B_2 = 2AB$ , якщо концентрація речовини *A* зменшилась до 0,5 моль/л. Початкова концентрація речовин дорівнює:

*Приклад 32:*  $[A] = 0,9$  моль/л,  $[B] = 0,8$  моль/л;

За реакцією  $A_2 + B_2 = 2AB$  1 моль речовини *A* реагує з 1 моль речовини *B*, тобто зміна "С" речовини *A* і *B* буде однаковою.

$\Delta C(A) = 0,9 - 0,5 = 0,4$  моль/л;  $\Delta C(B) = 0,8 - 0,5 = 0,3$  моль/л.

5.1.  $[A] = 0,8$  моль/л,  $[B] = 1,0$  моль/л;

5.2.  $[A] = 0,14$  моль/л,  $[B] = 0,8$  моль/л;

5.3.  $[A] = 1,0$  моль/л,  $[B] = 0,6$  моль/л;

5.4.  $[A] = 1,2$  моль/л,  $[B] = 0,8$  моль/л;

5.5.  $[A] = 1,0$  моль/л,  $[B] = 0,8$  моль/л;

5.6.  $[A] = 0,8$  моль/л,  $[B] = 0,8$  моль/л;

6. Як зміниться швидкість реакції  $2Fe_{(т)} + 3Cl_{2(г)} \rightarrow 2FeCl_{3(т)}$ , якщо:

*Приклад 33:* тиск у системі зменшиться у 3 рази.

Підвищення тиску зміщує рівновагу системи в бік утворення менших об'ємів, а зменшення – в бік утворення більших об'ємів. Якщо тиск у системі зменшиться у 3 рази, то швидкість зворотної реакції збільшиться в 3 рази.

- 6.1. тиск у системі збільшити в 5 разів;
- 6.2. тиск у системі зменшити в 2 рази;
- 6.3. концентрацію хлору зменшити в 3 рази;
- 6.4. температуру в системі підвищити з 20 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт  $\gamma = 2$ ;
- 6.5. температуру в системі змінити з 40 до 100 °С, температурний коефіцієнт  $\gamma = 3$ ;
- 6.6. концентрацію феруму збільшити в 2 рази;

7. Як зміниться стан рівноваги в реакції при збільшенні тиску, зменшенні концентрації одного з компонентів:

- 7.1.  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(g)} + Q$ ;
- 7.2.  $2\text{NO}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} - Q$ ;
- 7.3.  $3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(g)} + Q$ ;
- 7.4.  $\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(т)} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(g)} + Q$ ;
- 7.5.  $\text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)} + Q$ ;
- 7.6.  $2\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} = 2\text{NOCl}_{(g)} + Q$ ;

8. Як зміниться рівновага наведеної реакції при зміні тиску:

- |   |  |
|---|--|
| 8.1. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ ;       | 8.4. $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ ;                 |
| 8.2. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ ;     | 8.5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$ ; |
| 8.3. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ ; | 8.6. $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ .   |

9. В яку сторону буде зміщена рівновага при підвищенні температури в системі:

*Приклад 34:*  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 - Q$ .

Під час підвищення температури рівноважної системи рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції, під час зниження – в бік екзотермічної. В нашому випадку, при підвищенні температури, рівновага зміщується в бік прямої (ендотермічної) реакції.

- 10.1.  $3\text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(g)} + 92,4 \text{ кДж}$ ;
- 10.2.  $2\text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} + 566 \text{ кДж}$ ;
- 10.3.  $\text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O} - 202,4 \text{ кДж}$ ;
- 10.4.  $\text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow \text{CaCO}_{3(т)} + Q$ ;
- 10.5.  $2\text{KClO}_{3(т)} \leftrightarrow 2\text{KCl}_{(т)} + 3\text{O}_{2(g)} + Q$ ;
- 10.6.  $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + Q$ ;

10. У скільки разів зросте швидкість взаємодії водню з бромом (газ), якщо:

- 11.1.  $[\text{H}_2]$  збільшити в 2 рази,  $[\text{Br}_2]$  - в 3 рази;
- 11.2.  $[\text{H}_2]$  збільшити в 3 рази,  $[\text{Br}_2]$  - в 2 рази;

11.3.  $[H_2]$  збільшити в 1,5 рази,  $[Br_2]$  - в 1,5 рази;

11.4.  $[H_2]$  збільшити в 3 рази,  $[Br_2]$  - в 1,5 рази;

11.5.  $[H_2]$  збільшити в 2 рази,  $[Br_2]$  - в 4 рази;

11.6.  $[H_2]$  збільшити в 4 рази,  $[Br_2]$  - в 2 рази;

У скільки разів слід збільшити концентрацію водню в реакції  
 $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$ , щоб її швидкість зросла:

12.1. у 125 разів;

12.4. у 54 рази;

12.2. у 27 разів;

12.5. у 216 разів;

12.3. у 8 разів;

12.6. у 27 разів.

### Поняття про розчини (газоподібні, тверді, рідкі)

Газовий розчин – фізична суміш, в якій кожний компонент виявляє індивідуальні фізичні та хімічні властивості. Наприклад, повітря, яке містить розчинені один в одному азот (78% по об'єму), кисень (21%), інертні гази (~1%), диоксид вуглецю, пари води та деякі домішки.

При звичайному тиску гази необмежено розчиняються один в одному (змішуються в будь-яких співвідношеннях).

Твердий розчин являє собою змішаний кристал. Кристалічну ґратку твердого розчину утворюють частинки двох або більше речовин, розміщених одна відносно іншої неупорядковано. В залежності від способу розміщення частинок розрізняють тверді розчини заміщення і тверді розчини вкорінення. Необхідною умовою утворення твердих розчинів є також близькість хімічних властивостей речовин (однаковий тип хімічного зв'язку).

Рідкий розчин – гомогенна система, в якій частинки розчиненої речовини розподілені між частинками розчинника. Для водних розчинів – утворюються комплекси-гідрати, для неводних – комплекси - сольвати.

Для засвоєння теми "Електролітична дисоціація" треба обов'язково знати кількісні характеристики: ступінь і константу електролітичної дисоціації, способи вираження концентрації розчинів (процентна, молярна, нормальна, титр).

Для засвоєння теми "Гідроліз солей" обов'язково треба знати поняття: йонний добуток води, водневий показник рН, ступінь і константа гідролізу.

Серед понять, про які потрібно мати уявлення, такі: активність йона, коефіцієнт активності, добуток розчинності.

Активність йона  $a_i$  – концентрація, відповідно якій він проявляє себе в хімічній реакції:

$$a_i = f_i \cdot [i]$$

$f_i$  - коефіцієнт активності;  $[i]$  - концентрація йона.

Величина коефіцієнта активності  $f_i$  залежить від величини йонної сили  $\mu$ , яка визначається в залежності від концентрації й заряду йона:

$$\mu = 1/2 (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + \dots + c_n z_n^2).$$

Добуток розчинності – кількісна характеристика для малорозчинних електролітів. Сильний малорозчинний електроліт складає тверду фазу і в момент динамічної рівноваги вираз добутку розчинності такий:  $DP_{AB} = [A^{n+}] \cdot [B^{n-}] = \text{const}$ .

Ступінь гідролізу  $h$  – кількісна величина реакції гідролізу солі, визначає відношення числа молекул солі, яка гідролізує, до загального числа молекул, або через молярну концентрацію:

$$h = \frac{C_{\text{гідрол}}}{C_{\text{солі}}}, \text{ у відсотках } h = \frac{C_{\text{гідрол}}}{C_{\text{солі}}} \cdot 100\%$$

$h$  залежить від хімічної природи йонів, температури, концентрації.

Константа гідролізу  $K_{\text{гідр}}$  визначається в залежності від йонного складу солі. В разі гідролізу солі за катіоном (сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{осн}}}; \text{ де}$$

$K_{\text{в}}$  – йонний добуток води;

$K_{\text{осн}}$  – константа дисоціації основи, яка утворюється в результаті гідролізу.

В разі гідролізу солі за аніоном (сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл}}}; \text{ де}$$

$K_{\text{кисл}}$  – константа дисоціації слабкої кислоти, яка утворюється в результаті гідролізу.

В разі гідролізу солі за катіоном і аніоном (сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою):

$$K_{\text{гідр}} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}}}.$$



## Особливості електролітичної дисоціації кислот, основ і солей та реакції у розчинах електролітів

### Контрольні завдання

1. Які сполуки відносяться до сильних і слабких електролітів? Для слабких електролітів написати вираз константи дисоціації:

Приклад 35:  $\text{HBO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{BO}_2^-$ ;

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{BO}_2^-]}{[\text{HBO}_2]}$$

- |   |  |
|---|--|
| 1.1. $\text{CaCl}_2, \text{H}_2\text{SO}_3, (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ; | 1.4. $\text{Na}_2\text{S}, \text{H}_2\text{S}, \text{Ca}(\text{OH})_2$ ; |
| 1.2. $\text{H}_2\text{BeO}_2, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{HNO}_3$ ;     | 1.5. $\text{CuSO}_4, \text{Ni}(\text{OH})_2, \text{HCN}$ ;               |
| 1.3. $\text{HClO}, (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3, \text{NH}_4\text{OH}$ ;    | 1.6. $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{NaOH}$ .      |

2. Як дисоціюють сполуки електролітів?

Приклад 36:  $\text{HClO} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}^-$ .

- |   |   |
|---|---|
| 2.1. $\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{CrO}_4, \text{Co}(\text{OH})_3$ ;     | 2.4. $3\text{HCl}, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{ZnSO}_4$ ;         |
| 2.2. $\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{NaHSO}_4$ ;           | 2.5. $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2, \text{HCN}, \text{NaOH}$ ;          |
| 2.3. $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{Co}(\text{OH})_3, 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; | 2.6. $\text{AgNO}_3, \text{Ba}(\text{OH})_3, \text{Na}_2\text{S}$ . |

3. Визначити, скільки  $z$  речовини міститься в розчині і розрахувати титр розчину (густиною знехтувати).

Приклад: 0,2 н HCl.

$$m = N \cdot E \cdot V; \quad m = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 1 = 7,3 \text{ г.}$$

$$T = \frac{N \cdot E}{1000}; \quad T = \frac{0,2 \cdot 36,5}{1000} = 0,0073 \text{ г/мл.}$$

- |                                      |                                     |
|--------------------------------------|-------------------------------------|
| 3.1. 2н $\text{HNO}_3$ ;             | 3.4. 0,2М $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; |
| 3.2. 6% $\text{NaOH}$ ;              | 3.5. 0,5н $\text{HCl}$ ;            |
| 3.3. 0,1н $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; | 3.6. 0,5М $\text{KMnO}_4$ .         |

4. Яких частинок розчиненої речовини найбільше у водному розчині:

Приклад 37:  $\text{HClO}_4$  (йонів  $\text{H}^+$ , молекул  $\text{HClO}_4$ , йонів  $\text{ClO}_4^-$ );

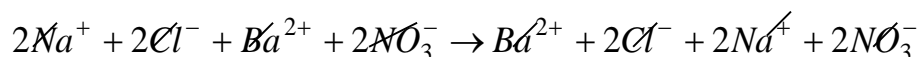
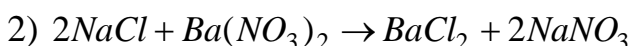
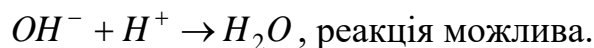
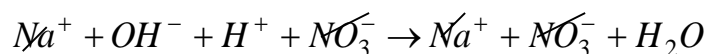
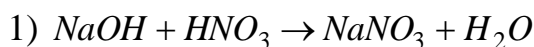
$\text{HClO}_4$  – сильний електроліт.  $\text{HClO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$ . В розчині переважають йони  $\text{H}^+$  та  $\text{ClO}_4^-$ .

- |   |
|---|
| 4.1. $\text{H}_2\text{S}$ (молекул $\text{H}_2\text{S}$ , йонів $\text{H}^+$ , йонів $\text{S}^{2-}$ , йонів $\text{HS}^-$ ); |
| 4.2. $\text{H}_2\text{SO}_4$ (р-н) ( $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}^+, \text{SO}_4^{2-}, \text{HSO}_4^-$ );                 |
| 4.3. $\text{H}_3\text{PO}_4$ ( $\text{H}^+, \text{OH}^-, \text{PO}_4^{3-}, \text{H}_2\text{PO}_4^-, \text{HPO}_4^{2-}$ );     |
| 4.4. $\text{H}_2\text{SO}_3$ ( $\text{H}^+, \text{HSO}_3^-, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{SO}_3^{2-}$ );                       |
| 4.5. $\text{H}_2\text{CO}_3$ ( $\text{H}^+, \text{HCO}_3^-, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{CO}_3^{2-}, \text{OH}^-$ );          |

4.6.  $\text{HNO}_3$  ( $\text{H}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ).

5. Вказати пару електролітів, реакція між якими у водному розчині неможлива (довести рівняннями реакцій):

Приклад:  $\text{NaOH}$  та  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$  та  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ;



реакція неможлива.

5.1.  $\text{Na}_2\text{S}$  та  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaBr}$  та  $\text{KOH}$ ;

5.2.  $\text{K}_2\text{CO}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaCl}$  та  $\text{HNO}_3$ ;

5.3.  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  та  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  та  $\text{HCl}$ ;

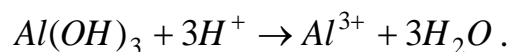
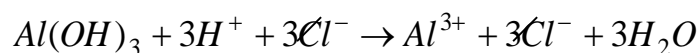
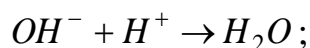
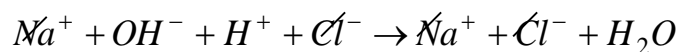
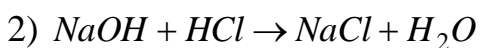
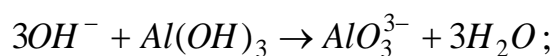
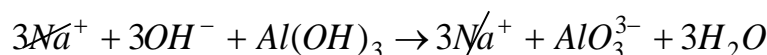
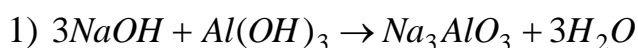
5.4.  $\text{MgSO}_4$  та  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaClO}_4$  та  $\text{HNO}_3$ ;

5.5.  $\text{CuS}$  та  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$  та  $\text{HBr}$ ;

5.6.  $\text{K}_2\text{SiO}_3$  та  $\text{HCl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  та  $\text{HI}$ .

6. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій, які відбуваються між вказаними сполуками:

Приклад 38: гідроксид натрію, гідроксид алюмінію, хлоридна кислота.



6.1. Гідроксид купруму(II), хлоридна кислота, гідроксид кальцію, нітрат аргентуму, сульфат натрію;

- 6.2. Ортофосфатна кислота, гідроксид натрію, сульфат купруму(II), хлорид кальцію, гідроксид амонію;
- 6.3. Фосфат натрію, карбонат кальцію, сульфатна кислота, нітрат барію, гідроксид амонію;
- 6.4. Силікат натрію, хлоридна кислота, фосфат амонію, гідроксид калію;
- 6.5. Карбонат натрію, хлорид барію, ацетатна кислота, гідроксид феруму(III), нітратна кислота;
- 6.6. Сульфат амонію, ацетат плюмбум(II), гідроксид натрію, сульфатна кислота, нітрат аргентуму.

7. Вибрати слабкий електроліт і записати для нього константу дисоціації по ступеням:

*Приклад 39: фосфат кальцію, нітрат амонію, нітритна кислота.*

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$  – сіль, нерозчинна у воді, слабкий електроліт, для неї записують вираз добутку розчинності  $DP$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – сіль, розчинна у воді, сильний електроліт;  $\text{HNO}_2$  – кислота, слабкий електроліт:  $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$ ;

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

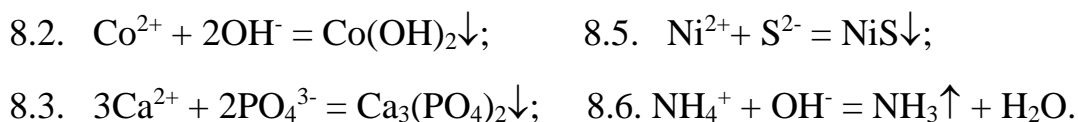
- 7.1. Нітратна кислота, гідроксид амонію, карбонат кальцію;
- 7.2. Хлоридна кислота, гідроксид натрію, гідроксид цинку;
- 7.3. Сульфат барію, гідроксид стронцію, карбонатна кислота;
- 7.4. Гідроксид калію, сульфідна кислота, хлорид амонію;
- 7.5. Силікатна кислота, гідроксид барію, сульфід натрію;
- 7.6. Фосфатна кислота, карбонат амонію, гідроксид кальцію.

8. Скласти по три рівняння в молекулярній формі, які відповідають таким рівнянням у скороченій іонній формі:

*Приклад 40:  $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$ ;*

- 1)  $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{KCl}$ ;
- 2)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$  ;
- 3)  $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{CH}_3\text{COONa}$ .

- 8.1.  $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$ ;
- 8.4.  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ ;



9. Написати молекулярні та йонні рівняння не менш як трьох реакцій одержання таких сполук:

- 9.1. Сульфату плюмбуму(II), оксиду карбону(IV), ортофосфатної кислоти;
  - 9.2. Гідроксиду купрум(I), ацетатної кислоти, фосфату магнію;
  - 9.3. Карбонату кальцію, сульфідної кислоти, гідроксиду хрому(III);
  - 9.4. Нітритної кислоти, хромату барію, гідроксиду амонію;
  - 9.5. Сульфітної кислоти, алюмінату натрію, карбонату магнію;
  - 9.6. Хлориду аргентуму, перхлорату кальцію, нітрату феруму(III).
10. Визначити концентрацію розчину (у %) при розчиненні:

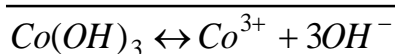
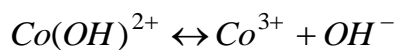
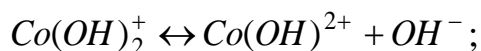
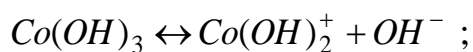
*Приклад 41: 5 г хлориду натрію в 95 г води.*

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\% ; \quad \omega = \frac{5}{5 + 95} \cdot 100\% = 5\% .$$

- 10.1 50г цукру в 200г води;
  - 10.2 30г цукру в 240г 10%-ного його розчину;
  - 10.3 При змішуванні 120г 10%-ного і 40г 90%-ного розчинів  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;
  - 10.4 100г ангідриду сірчаної кислоти в 150г води;
  - 10.5 40г мідного купоросу в 160г розчину;
  - 10.6 При змішуванні 200г 2%-ного і 300г 6%-ного розчинів  $\text{CuSO}_4$ .
11. Вказати пару електролітів, реакції між якими можливі (написати рівняння реакцій):
- 11.1  $\text{Na}_2\text{S}$  і  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaOH}$  і  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KCl}$  і  $\text{NaNO}_3$ ;
  - 11.2.  $\text{K}_2\text{CO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$  і  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$  і  $\text{HNO}_3$ ;
  - 11.3.  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$  і  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$  і  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - 11.4.  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$  і  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  і  $\text{KCl}$ ;
  - 11.5.  $\text{K}_2\text{S}$  і  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і  $\text{AgNO}_3$ ;
  - 11.6.  $\text{Co}(\text{OH})_3$  і  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  і  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{LiOH}$  і  $\text{NaCl}$ .

12. Яка загальна концентрація йонів (моль/л) після дисоціації 1 моль сполуки (вказати концентрацію ступінчасто):

Приклад 42:  $Co(OH)_3$ .



1 моль      1 моль      3 моль

Після повної дисоціації загальна концентрація йонів 4 моль/л, на першій стадії 2 моль-йонів/л.

12.1.  $H_2CO_3$ ;      12.2.  $Cu(NO_3)_2$ ;      12.3.  $FeCl_3$ ;

12.4.  $Na_3PO_4$ ;      12.5.  $Na_2H_2P_2O_7$ ;      12.6.  $CaOHCl$ ;

### Гідроліз солей

#### Контрольні завдання

1. Які йони не можуть одночасно перебувати в помітних кількостях у водному розчині?

Приклад 43:  $K^+$  і  $SO_3^{2-}$ ,  $Ba^{2+}$  і  $SO_4^{2-}$ .

1)  $K^+$  і  $SO_3^{2-}$  утворюють розчинну сполуку  $K_2SO_3$ . Тому у розчині будуть переважати йони.

2)  $Ba^{2+}$  і  $SO_4^{2-}$  - утворюють нерозчинну сіль  $BaSO_4$ , тому у розчині у вигляді йонів не перебувають.

1.1.  $Na^+$  і  $SO_4^{2-}$ ,  $Ag^+$  і  $NO_3^-$ ,  $Ba^{2+}$  і  $NO_2^-$ ;

1.2.  $K^+$  і  $PO_4^{3-}$ ,  $Ca^{2+}$  і  $Cl^-$ ,  $Li^+$  і  $NO_3^-$ ;

1.3.  $K^+$  і  $OH^-$ ,  $H^+$  і  $CO_3^{2-}$ ,  $Sr^{2+}$  і  $HSO_3^-$ ;

1.4.  $Zn^{2+}$  і  $SO_4^{2-}$ ,  $Na^+$  і  $HPO_4^{2-}$ ,  $Fe^{2+}$  і  $I^-$ ;

1.5.  $H^+$  і  $S^{2-}$ ,  $K^+$  і  $NO_3^-$ ,  $Cu^{2+}$  і  $Br^-$ ;

1.6.  $Ca^{2+}$  і  $OH^-$ ,  $Pb^{2+}$  і  $Cl^-$ ,  $H^+$  і  $ClO_4^-$ ;

2. Які йони можуть існувати у помітних кількостях у лужному середовищі?

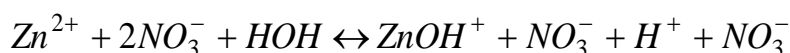
Приклад 44:  $SiOH^+$ ,  $K^+$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $OH^-$ .

Йони  $CuOH^+$  не можуть існувати у лужному середовищі, тому що проходить реакція  $CuOH^+ + OH^- \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow$

- 2.1.  $AlOH^{2+}$ ,  $H_3O^+$ ,  $K^+$ ,  $SO_4^{2-}$ ;    2.4.  $PO_4^{3-}$ ,  $OH^-$ ,  $Na^+$ ,  $FeOH^{2+}$ ;  
 2.2.  $HSO_4^-$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $S^{2-}$ ;    2.5.  $HSO_3^-$ ,  $K^+$ ,  $BiOH^+$ ,  $SO_3^{2-}$ ;  
 2.3.  $Na^+$ ,  $ZnOH^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ ;    2.6.  $Ca^{2+}$ ,  $Na^+$ ,  $H^+$ ,  $CO_3^{2-}$ .

3. Вкажіть колір індикатора у розчині:

Приклад 45: нітрат цинку.



№ завдання	Назва сполуки	Індикатор		
		лакмус	метиловий оранжевий	фенол- фталеїн
<i>приклад</i>	<i>нітрат цинку</i>	<i>червоний</i>	<i>червоний</i>	<i>безбарвний</i>
3.1.	нітрат алюмінію			
3.2.	хлорид цинку			
3.3.	нітрит калію			
3.4.	карбонат натрію			
3.5.	фторид алюмінію			
3.6.	силікат літію			
3.7.	фосфат амонію			

4. Визначити та порівняти реакцію середовища водних розчинів солей (написати відповідні реакції, див. *приклад №3*):

- 4.1. Ацетату натрію й сульфату натрію;  
 4.2. Сульфід амонію й сульфату амонію;  
 4.3. Хлориду купруму(II) і хлориду барію;  
 4.4. Сульфіту калію й сульфіту амонію;  
 4.5. Карбонату літію й карбонату алюмінію;

4.6. Фосфату натрію й нітрату магнію.

5. Яких іонів найменше у водному розчині:

*Приклад 46: Фосфату калію ( $PO_4^{3-}$ ,  $K^+$ ,  $H_2PO_4^-$ ,  $HPO_4^{2-}$ ,  $OH^-$ ). Найменше у водному розчині буде тих іонів, які утворюють слабкі електроліти на останніх стадіях гідролізу, тобто іонів  $H_2PO_4^-$ :*



5.1 Карбонату калію ( $K^+$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $HCO_3^-$ );

5.2. Сульфату міді ( $Cu^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $CuOH^+$ );

5.3. Хлориду цинку ( $Zn^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $ZnOH^+$ );

5.4. Сульфату феруму(III) ( $Fe^{3+}$ ,  $Fe(OH)_2^+$ ,  $FeOH^{2+}$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $SO_4^{2-}$ );

5.5. Хлориду амонію ( $NH_4^+$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $Cl^-$ );

5.6. Силікату натрію ( $Na^+$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$ ,  $SiO_3^{2-}$ ,  $HSiO_3^-$ ).

6. Гідроліз якої солі описується вказаним нижче скороченим рівнянням (написати приклади рівнянь в молекулярному і повному йонному вигляді):



6.1.  $Al^{3+} + HOH \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$ ;

6.2.  $S^{2-} + HOH \leftrightarrow HS^- + OH^-$ ;

6.3.  $Mg^{2+} + HOH \leftrightarrow MgOH^+ + H^+$ ;

6.4.  $NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$ ;

6.5.  $SO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HSO_3^- + OH^-$ ;

6.6.  $HPO_4^{2-} + HOH \leftrightarrow H_2PO_4^- + OH^-$ ;

7. Визначити рН і рОН розчину:

*Приклад 48: концентрація  $H^+$  у розчині  $4,3 \cdot 10^{-4}$ . Визначити рН і рОН розчину.*

Рішення:  $pH = -\lg[H^+] = -\lg 4,3 \cdot 10^{-4} = -(\lg 4,3 + \lg 10^{-4}) = -(0,63 - 4) = 3,37$ ;

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,37 = 10,63.$$

Відповідь: рН = 3,37, рОН = 10,63.

*Приклад 49: концентрація  $OH^-$  у розчині  $4 \cdot 10^{-6}$ . Визначити рН і рОН розчину.*

Рішення:  $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 4 \cdot 10^{-6} = -(\lg 4 + \lg 10^{-6}) = -(0,60 - 6) = 5,4$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5,4 = 8,6.$$

Відповідь:  $pOH = 5,4$ ,  $pH = 8,6$ .

- 7.1. якщо концентрація  $H^+$  у розчині  $2 \cdot 10^{-4}$ ;
- 7.2. якщо концентрація  $H^+$  у розчині  $4,5 \cdot 10^{-11}$ ;
- 7.3. якщо концентрація  $OH^-$  в розчині  $5 \cdot 10^{-2}$ ;
- 7.4. якщо концентрація  $H^+$  у розчині  $3,2 \cdot 10^{-5}$ ;
- 7.5. якщо концентрація  $OH^-$  в розчині  $4,6 \cdot 10^{-3}$ ;
- 7.6. якщо концентрація  $H^+$  у розчині  $3,8 \cdot 10^{-10}$ .

8. Чому дорівнює концентрація  $H^+$  і  $OH^-$  в розчині,  $pH$  якого дорівнює:  
*Приклад 50: Визначити концентрацію  $H^+$  та  $OH^-$  у розчині,  $pH$  якого 4,5.*

Рішення:  $\lg[H^+] = -pH = -4,5 = -(5 - 0,5) = -5 + 0,5$

$$[H^+] \approx 3,2 \cdot 10^{-5};$$

$$[OH^-] = 10^{-14} / [H^+] = 10^{-14} / 3,2 \cdot 10^{-5} = 3,12 \cdot 10^{-8}.$$

Відповідь:  $[H^+] \approx 3,2 \cdot 10^{-5}$  г-йон/л,  $[OH^-] = 3,12 \cdot 10^{-8}$  г-йон/л.

- |            |          |            |
|------------|----------|------------|
| 8.1. 4,87; | 8.3. 9,4 | 8.5. 10,0; |
| 8.2. 3,5;  | 8.4. 3,0 | 8.6. 0,5.  |

9. Чому дорівнює  $pH$  розчину, якщо:

- |                                  |                                   |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| 9.1. $[H^+] = 10^{-3}$ г·йон/л;  | 9.4. $[H^+] = 10^{-4}$ г·йон/л;   |
| 9.2. $[OH^-] = 10^{-5}$ г·йон/л; | 9.5. $[OH^-] = 10^{-11}$ г·йон/л; |
| 9.3. $[H^+] = 10^{-2}$ г·йон/л;  | 9.6. $[H^+] = 10^{-1}$ г·йон/л.   |
| 10.1. $NH_4NO_3$ ;               | 10.4. $CH_3COOK$ ;                |
| 10.2. $CH_3COONa$ ;              | 10.5. $NH_4NO_2$ ;                |
| 10.3. $CH_3COONH_4$ ;            | 10.6. $NH_4I$ .                   |

10. Визначити  $[H^+]$  і ступінь гідролізу:

*Приклад 52: Обчислити  $[H^+]$  і ступінь гідролізу 0,1М розчину  $NH_4NO_3$ .*

Рішення: ( $K_{NH_4OH} = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{H_2O} = 0,74 \cdot 10^{-14}$ )

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{основи}} = \frac{0,74 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 4,23 \cdot 10^{-10}$$

$$[H^+] = K_{гидр} \cdot C_{NH_4NO_3} = 4,23 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1 = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ г·йон/л}$$

Ступінь гідролізу:

$$h = \frac{[H^+]}{C_{соли}} = \frac{6,5 \cdot 10^{-6}}{0,1} = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ або } 6,5 \cdot 10^{-3} \%$$

Відповідь:  $[H^+] = 6,5 \cdot 10^{-6}$  г·йон/л;  $h = 6,5 \cdot 10^{-5}$  або  $6,5 \cdot 10^{-3} \%$ .

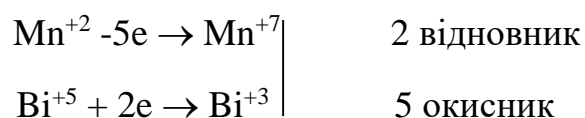


- 10.1. 0,01M NH<sub>4</sub>Cl;  
 10.2. 0,001M NaCN;  
 10.3. 0,1н NH<sub>4</sub>Br;

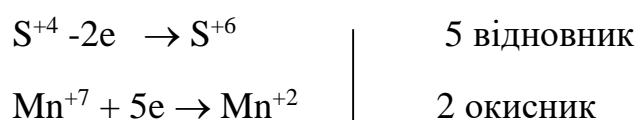
- 11.4. 1н KClO;  
 11.5. 0,01н KClO;  
 11.6. 0,001н KClO.

### Хімічні перетворення із зміною ступенів окиснення елементів. Окисно-відновні реакції

Окисно-відновні реакції (ОВР) – найбільш широко розповсюджений тип хімічних реакцій. Велике значення мають ОВР у хімічному виробництві, зокрема, у виробництві кислот – H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, мінеральних добрив, тощо; в аналітичній хімії для якісного та кількісного визначення йонів [6-10]. Наприклад, якісна реакція "відкриття" Mn<sup>+2</sup> відбувається в кислому середовищі в присутності окисника (NaBiO<sub>3</sub>, PbO<sub>2</sub>) з утворенням Mn<sup>+7</sup> (HMnO<sub>4</sub>) і супроводжується утворенням характерного малинового забарвлення розчину:

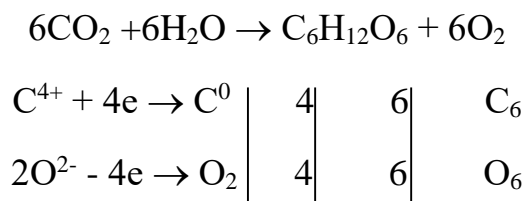


Якісна реакція відкриття SO<sub>3</sub><sup>-2</sup> відбувається в кислому середовищі у присутності окисника KMnO<sub>4</sub> (розчин знебарвлюється):



На окисно-відновних реакціях у кількісному визначенні базуються редоксметоди об'ємного аналізу: перманганатометрія, йодометрія, хроматометрія та інші, а також використання редоксіндикаторів.

В біології до найважливішої окисно-відновної реакції відноситься процес фотосинтезу. Це єдиний унікальний процес у біосфері, в якому відбувається поглинання енергії Сонця і беруть початок усі прояви життя на Землі. Загальне рівняння цього процесу:



Кисень  $O_2$  необхідний для дихання багатьох організмів. Багато іонів перехідних металів мають змінну валентність і здатні до участі в окисно-відновних реакціях: Mn, Co, Mo – активують ряд ферментів. Se – захищає від окисної дії вільних радикалів та іонів важких металів. В біонеорганічних комплексних системах суттєву роль відіграють окисно-відновні пари  $Fe^{+2}/Fe^{+3}$  і  $Cu^+/Cu^{+2}$ .

Харчові продукти в організмі окиснюються киснем і є джерелом енергії для виконання певної роботи й джерелом тепла для підтримання постійної температури тіла.

Біосферу можна розглядати як єдину гігантську хімічну лабораторію, в якій постійно відбувається безліч хімічних перетворень, переважна більшість, із яких є окисно-відновними. У кругообігу речовин у біосфері беруть участь водень, кисень, карбон, азот, сірка, фосфор.

### **Контрольні завдання**

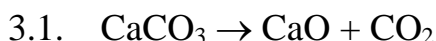
1. Визначить ступінь окиснення у сполуках:

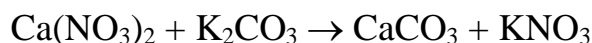
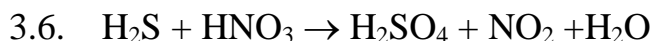
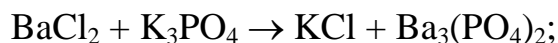
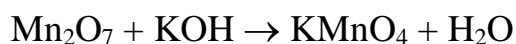
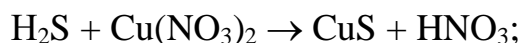
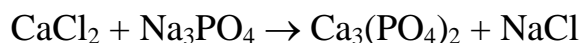
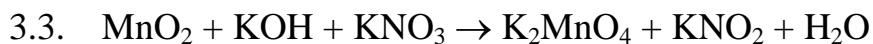
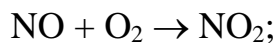
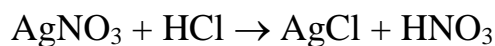
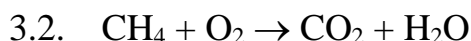
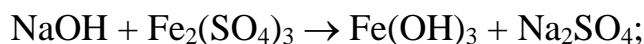
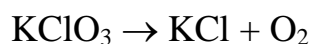
- 1.1.  $KCl, Cl_2, KClO, KClO_3, KClO_4$ ;
- 1.2.  $K_2Cr_2O_7, K_2CrO_4, Cr_2(SO_4)_3, Cr$ ;
- 1.3.  $F_2O, O_2, H_2O, O_3, CO_2, Na_2O_2$ ;
- 1.4.  $KMnO_4, K_2MnO_4, MnO_2, Mn$ ;
- 1.5.  $NH_3, N_2, N_2H_4, KNO_2$ ;
- 1.6.  $H_2C_2O_4, HCOOH, CH_3COOH, C_2H_6$ .

2. Які окисно-відновні властивості (тільки відновник, тільки окисник, або і ті, і інші) можуть виявляти елементи в зазначених сполуках:

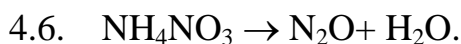
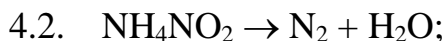
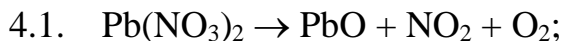
- 2.1. Манган:  $KMnO_4, K_2MnO_4, MnO, Mn_2O_7, MnO_2, Mn$ ;
- 2.2. Хлор:  $KCl, Cl_2, KClO, KClO_3, KClO_4$ ;
- 2.3. Сульфур:  $S, H_2S, H_2SO_3, SO_3, FeS, SO_2$ ;
- 2.4. Фосфор:  $H_3PO_3, PH_3, P_2O_5, P, H_4P_2O_7, H_3PO_4$ ;
- 2.5. Ферум:  $Fe(NO_3)_3, FeSO_4, Fe, FeS, Fe_2O_3$ ;
- 2.6. Йод:  $I_2, KI, KIO_3, Ca(IO_3)_2, HI$

3. Яка з наведених реакцій відноситься до окисно-відновних? Визначити для ОВР коефіцієнти й урівняти всі рівняння реакцій:

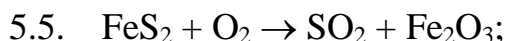
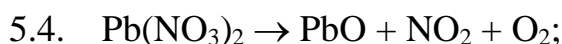
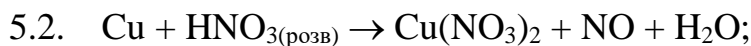
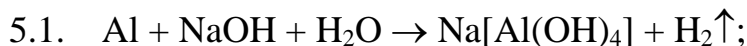




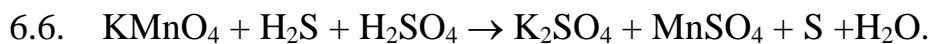
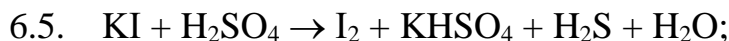
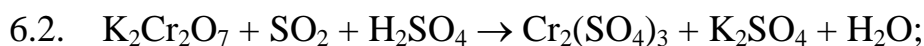
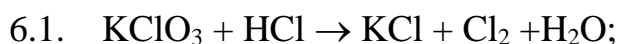
4. До якого типу ОВР (міжмолекулярна, внутрішньомолекулярна, диспропорціювання) відноситься наведена реакція? Визначити коефіцієнти й урівняти рівняння реакцій:



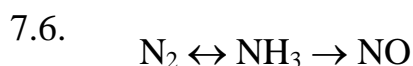
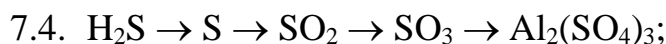
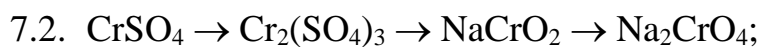
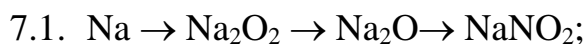
5. Визначити окисник і відновник у реакції, навести для них електронну формулу й електронну схему та можливі ступені окиснення. Урівняти рівняння реакцій:



6. Підібрати коефіцієнти ОВР. Вказати окисник і відновник. У відповіді дати загальну суму коефіцієнтів реакції:



7. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



↓



8. Скласти рівняння всіх можливих реакцій між наведеними речовинами, взявши їх попарно, визначити окисно-відновні:

- |  |   |
|--|---|
| 8.1. $\text{Cl}_2, \text{HBr}, \text{NaOH}, \text{O}_2$ ;            | 8.4. $\text{Ba}, \text{ZnSO}_4, \text{H}_2\text{O}, \text{HCl}$ ;     |
| 8.2. $\text{SO}_2, \text{Al}, \text{H}_2\text{O}, \text{HCl}$ ;      | 8.5. $\text{Br}_2, \text{MnO}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$ ;    |
| 8.3. $\text{H}_2\text{O}_2, \text{Br}_2, \text{KMnO}_4, \text{HI}$ ; | 8.5. $\text{P}, \text{HNO}_{3(\text{конц})}, \text{H}_2, \text{Na}$ . |

9. Скласти окисно-відновні рівняння реакцій між наведеними сполуками:

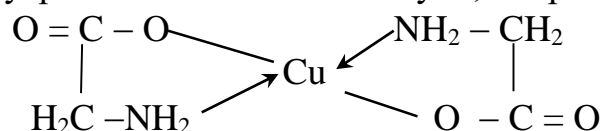
- 9.1. гідрид літію та кисень;
- 9.2. хлор та йод за наявності води (один із продуктів реакції містить галоген у ступені окиснення +5);
- 9.3. перманганат калію та йодид калію у водному розчині;
- 9.4. гідрид барію та хлорнуватиста кислота;
- 9.5. пероксид гідрогену та хлорид феруму (II) у лужному середовищі;
- 9.6. тіосульфат натрію та йод, взятий у надлишку;

10. Чи можуть одночасно існувати у розчині такі речовини? Відповідь обґрунтуйте розрахунками різниці потенціалів:

- |  |   |
|--|---|
| 10.1. $\text{KIO}_3$ і $\text{KI}$ ;   | 10.4. $\text{HCl}$ і $\text{KMnO}_4$ ;                  |
| 10.2. $\text{HI}$ і $\text{KClO}_3$ ;  | 10.5. $\text{K}_2\text{SO}_3$ і $\text{MnO}_2$ ;        |
| 10.3. $\text{HCl}$ і $\text{HClO}_3$ ; | 10.6. $\text{H}_2\text{S}$ і $\text{K}_2\text{MnO}_4$ . |

### Координаційні (комплексні сполуки), їх роль у живій природі

Найважливіші з речовин, що входять до складу живих організмів білки, які в свою чергу містять амінокислоти. Амінокислоти з металами здатні утворювати внутрішньокмплесні сполуки, наприклад,



В організмах тварин і рослин координаційні (комплексні) сполуки виконують різноманітні функції: накопичення й переміщення різних речовин та енергії, обмін і блокування функціональних груп, участь в окисно-відновних реакціях, утворення й розщеплення хімічних зв'язків тощо.

До числа найбільш важливих природних хелатуючих агентів відносяться похідні порфіну - один із них гемоглобін. Він виконує дві біохімічні функції: своїми атомами залізо зв'язує молекули кисню і переносить їх у тканини; у

тканинах відщеплюється кисень, гемоглобін за допомогою аміногруп зв'язує вуглекислий газ і постачає його в легені.

Для рослин важливим зеленим пігментом є хлорофіл, без якого не може існувати фотосинтез. Основу молекули хлорофілу складає магнійпорфіріновий комплекс, який за будовою нагадує гемоглобін.

Важливою координаційною сполукою, яка грає важливу роль у синтезі гемоглобіну, є вітамін В<sub>12</sub>, у склад якого входить кобальт (III).

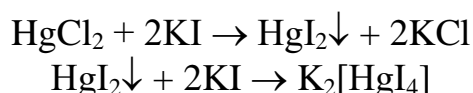
Багато біометалів утворюють координаційні сполуки з нуклеїновими кислотами і нуклеотидами. Так, у клітині молекули АТФ знаходяться в основному у вигляді комплексів із магнієм. АТФ у свою чергу - джерело енергії для багатьох хімічних реакцій. Деякі вітаміни схильні до комплексоутворення з металами.

Успішно використовуються комплекси у рослинництві, медицині, харчовій промисловості та в інших галузях.

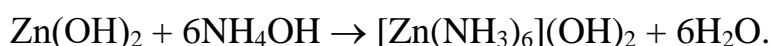
В більшості комплексних сполук координаційне число комплексоутворювача залежить від числа вільних електронних орбіталей. У свою чергу координаційне число впливає на геометричну форму комплексних частинок.

### ***Приклади реакцій утворення найпоширеніших типів координаційних сполук, їх дисоціація, константи нестійкості й стійкості***

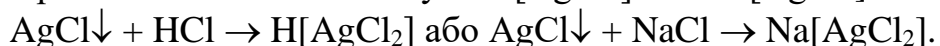
При взаємодії деяких осадів із надлишком осаджувача відбувається розчинення осаду. Так, взаємодія HgCl<sub>2</sub> і KI супроводжується утворенням осаду HgI<sub>2</sub> яскраво-червоного кольору, який при додаванні надлишку KI розчиняється [8]:



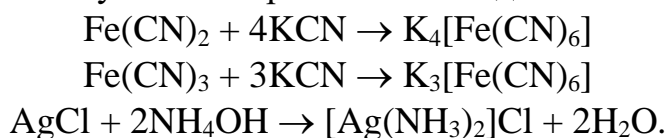
При осадженні Zn<sup>2+</sup> дією NH<sub>4</sub>OH спочатку утворюється осад Zn(OH)<sub>2</sub>, який розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням комплексної сполуки [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>6</sub>](OH)<sub>2</sub>:



Аналогічно протікає реакція осадження AgCl, а потім його розчинення внаслідок утворення комплексної сполуки H[AgCl<sub>2</sub>] або Na[AgCl<sub>2</sub>]:



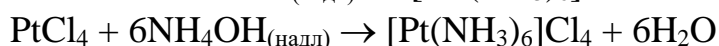
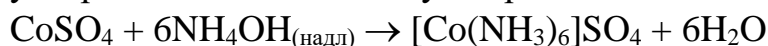
Молекули комплексних сполук утворюються в результаті взаємодії електронейтральних молекул більш простих за складом солей:



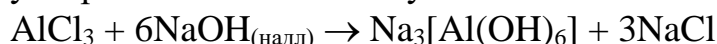
Координаційна теорія Вернера пояснює утворення координаційних сполук [9]. Обов'язковою умовою одержання таких сполук є наявність координаційного зв'язку (реалізація донорно-акцепторного механізму ковалентного зв'язку).

Прикладом утворення координаційних сполук різних типів (катионних, аніонних, нейтральних) можуть бути реакції:

1) утворення катіонного типу координаційних сполук:



2) утворення аніонного типу



Більшість координаційних сполук у розчинах виявляють властивості сильних електролітів і дисоціюють на комплексні йони й іони зовнішньої сфери [5]:



Дисоціація комплексних йонів відбувається в незначній мірі подібно слабким електролітам (ступінчасто) і характеризується кожний ступінь дисоціації константою рівноваги - ступінчастою константою нестійкості.



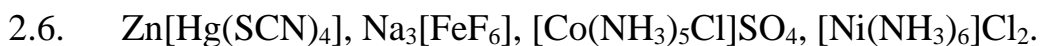
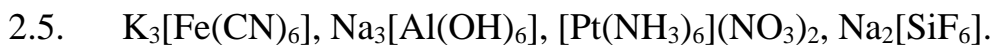
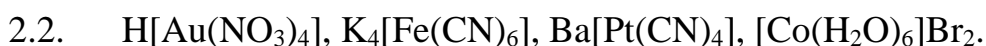
$$K_{\text{дис.1}} = K_{\text{нест.1}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}};$$

$$K_{\text{ст.1}} = \frac{1}{K_{\text{нест.1}}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} \cdot [\text{NH}_3]};$$

### Контрольні завдання

1. Визначити ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача в наступних комплексних сполуках:

*Приклад 59:*  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ ; комплексоутворювач –  $\text{Hg}^{2+}$ ; к.ч – 4.



2. Написати наведені нижче формули у вигляді комплексних сполук, назвати:

*Приклад 60:*  $2\text{KI} \cdot \text{HgI}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{HgI}_4]$  – тетраїодомеркурат калію

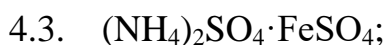
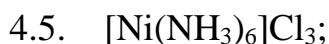
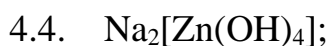


3. Заповнити таблицю у відповідності з Вашим варіантом, вказавши комплексоутворювач, ліганди, к. ч., внутрішню та зовнішню сферу за формулою комплексної сполуки, або скласти відповідну формулу за вказаним комплексоутворювачем, лігандами та к. ч. Назвати сполуки.

№ завдання	Комплексоутворювач	Ліганд	Кординаційне число	Йони зовнішньої сфери	Формула комплексної сполуки	
0	а	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{NH}_3$	4	$\text{PO}_4^{3-}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$
	б	$\text{Co}^{3+}$	$\text{NH}_3$	6	$\text{SO}_4^{2-}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$
1	а					$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$
	б	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{OH}^-$	4	$\text{Na}^+$	
2	а					$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
	б	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	4	$\text{K}^+$	
3	а					$\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$
	б	$\text{Co}^{3+}$	$\text{NO}_2^-$	6	$\text{Na}^+$	
4	а					$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$
	б	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{CN}^-$	4	$\text{NH}_4^+$	
5	а					$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
	б	$\text{Al}^{3+}$	$\text{OH}^-$	6	$\text{Na}^+$	
6	а					$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$
	б	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	4	$\text{K}^+$	

4. На які йони дисоціюють наступні комплексні й подвійні солі? Скласти рівняння їх дисоціації:

Приклад б1:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 \leftrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ .

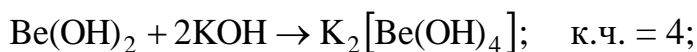


5. Скласти рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів із лугом. Продукти реакцій записати у вигляді гідроксокомплексів. Вказати



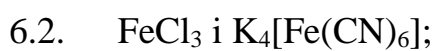
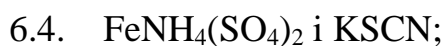
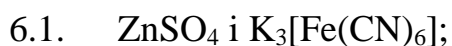
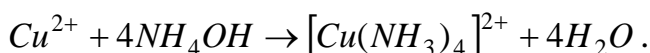
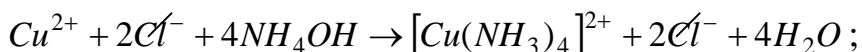
координаційне число комплексоутворювачів і написати рівняння дисоціації одержаних комплексних сполук:

Приклад 62:  $Be(OH)_2$ .



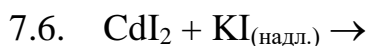
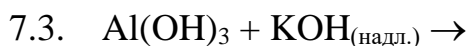
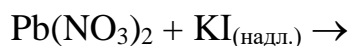
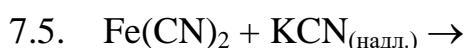
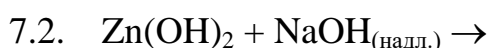
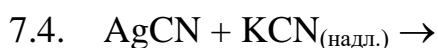
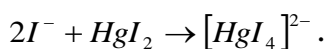
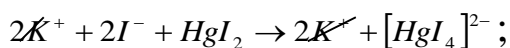
6. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій між такими речовинами:

Приклад 63:  $CuCl_2$  і  $NH_4OH$ .



7. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій, які реалізуються з утворенням координаційних сполук. Написати рівняння дисоціації відповідних комплексних йонів. Скласти для них вираз констант нестійкості.

Приклад 64:  $2KI + HgI_2 \rightarrow K_2[HgI_4]$ ;



8. Для наведених координаційних сполук:

*Зазначити:*

- йон-комплексуютьвач, ліганди, зовнішню та внутрішню координаційні сфери;
- класифікацію координаційних сполук згідно із зарядом внутрішньої координаційної сфери та природою лігандів;
- назву координаційних сполук відповідно до сучасної номенклатури.

*Визначити:*

- ступінь окиснення та координаційне число йона-комплексуютьвача;
- заряд комплексного йона.

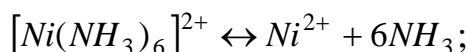
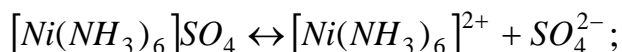
*Скласти:*

- рівняння дисоціації координаційних сполук;
- вираз константи нестійкості комплексного йона.

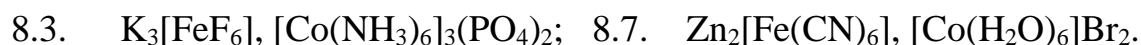
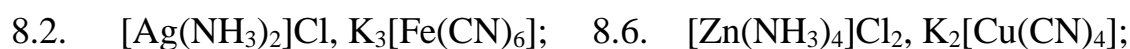
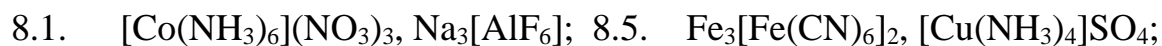
*Приклад 65:*  $[Ni(NH_3)_6]SO_4$ .

$Ni^{2+}$  - йон-комплексуютьвач;  $NH_3$  - ліганди;  $SO_4^{2-}$  - зовнішня координаційна сфера;  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$  - внутрішня координаційна сфера; 6 - координаційне число йона-комплексуютьвача.

Комплексна сполука катіонного типу; сульфат гексаамінікелю (II);

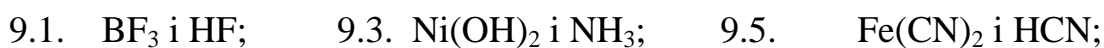


$$K_{нест} = K_{дис} = \frac{[Ni^{2+}] \cdot [NH_3]^6}{[Ni(NH_3)_6]^{2+}}.$$



9. Написати рівняння реакцій утворення комплексних сполук:

*див. приклад №6.*



## **Хімія елементів головних та побічних підгруп на прикладі найважливіших біогенних елементів**

### ***Хімія сполук елементів головних підгруп VII, VI, V, IV, III груп (Cl, Br, I, O, S, N, P, C, B, Al). Гідроген і його сполуки. Біологічна роль елементів***

Елементи, які вивчаються, відіграють велику біологічну роль і мають важливе значення в живленні рослин, тварин і людини. Знання хімічних властивостей і пояснює біологічну роль елементів.

Хлор (Cl) в організмі входить до складу червоних кров'яних клітин (еритроцитів), хлоридної кислоти шлункового соку (0,3 - 0,5% розчин HCl). Шлунковий сік містить багато неорганічних речовин - хлориди, сульфати, фосфати, бікарбонати натрію та калію, кальцію та магнію, амонію й органічні компоненти – сечовину, молочну кислоту. При втраті хлору організмом (до 20%) порушується секреція хлоридної кислоти залозами шлунка, спостерігається важкий стан, що супроводжується судомами.

Рослини засвоюють хлор із ґрунтових розчинів у вигляді хлорид-йонів. Хлорид-йони беруть участь у створенні мембранного потенціалу, який регулює процеси переносу неорганічних і органічних речовин крізь мембрани.

Бром (Br) – незамінний мікроелемент, міститься в організмах тварин і людини та в рослинах. NaBr – бере участь в активації пепсину – ферменту шлункового соку й активізує інші ферментів. Броміди регулюють функцію центральної нервової системи.

Йод (I) - необхідний елемент для забезпечення нормального протікання життєвих процесів. 1/5 частина йоду в організмі людини міститься в щитовидній залозі, він є складовою частиною гормону тироксину. За добу людина потребує 0,15 - 0,3мг йоду. Головним чином, йод потрапляє в організм людини з водою й овочами. Йод здебільшого накопичується у тканинах таких водоростей, як бура водорість, морська капуста – ламінарія та ін. Недостача йоду призводить до захворювання – ендемічного зобу.

Оксиген (O) – входить до складу повітря, води, ґрунту, живих організмів, продуктів харчування, одягу та ін. Кисень - основа процесу горіння, сировина для енергетики, металургії тощо.

Сірка (сульфур, S) – важливий елемент, який добувають із піриту FeS<sub>2</sub> і використовують для виробництва сульфатної кислоти. Сірка міститься у складі деяких білкових речовин тваринного й рослинного походження. Гострий смак і запах часнику, цибулі, хрону й гірчиці обумовлений органічними сполуками сірки.

Азот (нітроген, N) входить до складу найважливіших неорганічних сполук - амоніаку, нітратної кислоти, мінеральних добрив -  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

Фосфор (P) також елемент-органоген. 90% його в організмі людини міститься у кістках скелета, зубах. Величезне значення фосфор відіграє для живлення рослин у складі мінеральних добрив.

Вуглець (карбон, C) – життєво важливий макроелемент. Білки, жири, вуглеводи, гормони, ферменти, вітаміни - це сполуки вуглецю. Тільки  $\text{CO}_2$  при взаємодії з водою в зеленому листі рослин під дією хлорофілу і сонячного світла призводить до утворення органічних сполук, які є перехідним містком із неживої до живої природи.

Силіцій (Si) міститься у ґрунті у великих кількостях (33% мас.), але не утворює розчинних сполук, тому в живих організмах його дуже мало. Відноситься до мікроелементів. Біологічна роль кремнію в організмі людини й тварин визначається у підвищенні міцності епітеліальної тканини й тканини з'єднання. В рослинних, злакових і тваринних організмах  $\text{SiO}_2$  грає опорну роль, особливо для морських нищих тварин (кремнієвий скелет). При надлишку  $\text{SiO}_2$ , який потрапляє в легені з пилом, розвивається захворювання – силікоз (у гірників, робітників пилових професій).

Бор (B) – неметал, більше схожий на силіцій, найлегший р-елемент (M = 10,8). В рослинних організмах бор відіграє важливу роль при синтезі і переміщенні вуглеводів, фосфору й стимуляторів росту. Нестача бору в ґрунті призводить до порушення вуглеводно-фосфатного обміну. Надлишок бору в ґрунті викликає захворювання рослин та їх загибель. В організмах тварин і людини бор міститься у складі зубів і кісток. Обмін бору в організмі пов'язаний з обміном калію. При нестачі калію в раціоні тварин затримується їх ріст, додаванням бору цей недолік усувається. Вплив бору на вуглеводний обмін пов'язаний з хімічними властивостями борної кислоти, яка активно реагує з полігідроксидсполуками, що мають ОН-групи в *цис*-положенні. Сполуки  $\text{H}_3\text{BO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (бура) відносяться до токсичних для тварин і людини речовин. 2% розчин  $\text{H}_3\text{BO}_3$  - смертельна доза для дітей, для дорослого - 15-20мг.

Алюміній (Al) – третій з найбільш поширених елементів земної кори. За вмістом в організмах Al відноситься до мікроелементів. В головному мозку Al знаходиться в більших кількостях, ніж інші метали. Це пояснюється впливом Al на центральну нервову систему, збудження якої супроводжується його збільшенням у крові. Уповільнення реакції нервової системи - зниження вмісту Al. Алюміній приймає участь у побудові епітеліальної й сполучної тканини в організмі. Деякі препарати (наприклад, калій-алюмінієві галуни  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) використовуються в лікувальній практиці.

Водень (гідроген, H) – найпоширеніший елемент у Всесвіті. Цей елемент - головне джерело енергії Сонця. В земній корі водень складає 10% мас., з кожних 100 атомів 17 відносяться до водню. Водень входить у склад усіх живих організмів, є складовою частиною води, яка займає 3/4 поверхні земної кулі.

Вивчення залежності ходу хімічних процесів від концентрації катіонів водню або рН є одним із вузлових питань ( $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ ). Складні біохімічні процеси, що протікають в організмі, також обумовлені строго визначеною величиною рН внутрішнього середовища організму - тканинних рідин, крові, соків травлення та ін. Наприклад, рН крові дорівнює 7,36 - 7,42. Зміщення рН крові у людини навіть на 0,1 - 0,2, у порівнянні з нормою, призводить до важких порушень.

### *Контрольні завдання*

1. За допомогою яких реакцій можна здійснити такі перетворення:

- 1.1.  $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl}$ ;
- 1.2.  $\text{I}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2$ ;
- 1.3.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ ;
- 1.4.  $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$ ;
- 1.5.  $\text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2$ ;
- 1.6.  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4$ .

2. Які хімічні реакції необхідно провести, щоб одержати речовину:

- 2.1. Хлорне вапно:  $\text{MnO}_2, \text{HCl}, \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;
- 2.2. Фосфатну кислоту:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{SiO}_2, \text{C}, \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2.3. Нітратну кислоту:  $\text{NH}_3, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2.4. Хлор:  $\text{NaCl}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{KMnO}_4$ ;
- 2.5. Сульфатну кислоту:  $\text{FeS}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$ ;
- 2.6. Простий суперфосфат:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{O}$ .

3. Які ступені окиснення виявляє елемент у сполуках:

- 3.1. Хлор:  $\text{HClO}_2, \text{Cl}_2\text{O}, \text{HCl}, \text{HClO}_4$ ;
- 3.2. Фосфор:  $\text{P}_2\text{H}_4, \text{H}_3\text{PO}_2, \text{H}_3\text{PO}_3, \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;
- 3.3. Йод:  $\text{I}_2\text{O}_5, \text{NaIO}_3, \text{HIO}, \text{H}_5\text{IO}_6$ ;

- 3.4. Нітроген:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NF}_3$ ;  
 3.5. Сульфур:  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$ ;  
 3.6. Карбон:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CO}$ .

4. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій:

- 4.1.  $\text{P}_2\text{H}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 4.2.  $\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow$ ;  
 4.3.  $\text{NaJO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ;  
 4.4.  $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 4.4.  $\text{KJ} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 4.5.  $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 4.6.  $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

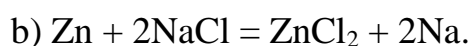
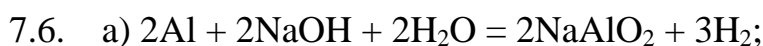
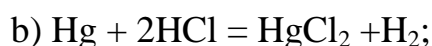
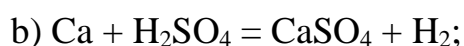
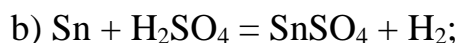
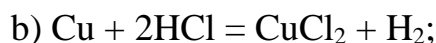
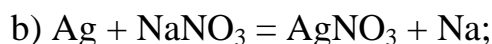
5. Закінчити рівняння реакцій і визначити сумарне число коефіцієнтів:

- 5.1. a)  $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ ;      5.4. a)  $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ ;  
 b)  $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow$ ;      b)  $\text{KOH} + \text{ClO}_2 \rightarrow$ ;  
 c)  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Mg} \rightarrow$ ;      c)  $\text{Cl}_2 + \text{HgO} \rightarrow$ ;  
 5.2. a)  $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{p})} \rightarrow$ ;      5.5. a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$ ;  
 b)  $\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$ ;      b)  $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 c)  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ ;      c)  $\text{ClO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ ;  
 5.3. a)  $\text{KMnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ ;      5.6. a)  $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ;  
 b)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$ ;      b)  $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow$ ;  
 c)  $\text{FeCl}_3 + \text{HJ} \rightarrow$ ;      c)  $\text{KMnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ .

6. Урівняти рівняння реакцій і визначити, які властивості (окисник чи відновник) проявляє елемент у реакції:

- 6.1. Хлор:  $\text{Cl}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6 + \text{O}_2$ ;  
 6.2. Бром:  $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}$ ;  
 6.3. Сульфур:  $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 6.4. Йод:  $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{ICl}$ ;  
 6.5. Оксиген:  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{ClO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 6.6. Фосфор:  $\text{P} + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{HCl}$ .

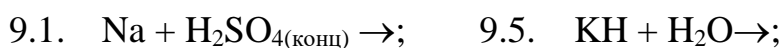
7. Виходячи з ряду напруг металів визначити, чи відбудеться хімічна реакція:



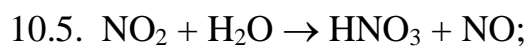
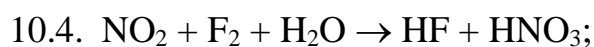
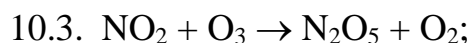
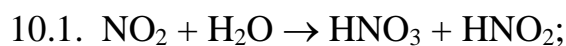
8. Який з наведених металів найбільш енергійний відновник:



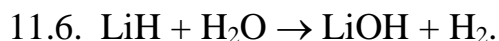
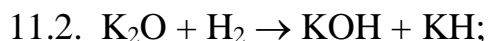
9. Закінчити й урівняти рівняння реакцій та визначити, який елемент - відновник:



10. Визначити тип окисно-відновної реакції:



11. Окисником чи відновником виступає гідроген у рівнянні реакцій?



## АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Аналітична хімія – наука про методи визначення хімічного складу речовин і матеріалів. Аналітична хімія поділяється на якісний аналіз та кількісний аналіз. Якісний аналіз дозволяє встановити присутня чи ні в аналізованому зразку певна речовина. Кількісний аналіз дає можливість встановити кількісний вміст окремих компонентів.

### Якісний аналіз

Класифікація катіонів за аналітичними групами полягає в розчинності деяких утворених ними солей. Відповідно до класифікації, запропонованої Н.А. Меншуткіним, всі йони металів (катіони) діляться на великі групи:

а) йони, які осаджуються сірководнем чи сульфідом амонію;

б) йони, які не осаджуються зазначеними реактивами.

Йони металів, сульфідів яких розчиняються у воді, поділяють своєю чергою на йони, осаджувані і неосаджувані карбонатом амонію.

Отже, сірководень, сульфід амонію і карбонат амонію є загальними, чи груповими реактивами, здатними до взаємодії з групою іонів.

Відповідно до цієї класифікації, катіони поділяються на такі п'ять аналітичних груп:

I аналітична група катіонів –  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  та  $\text{Mg}^{2+}$ . Сюди також відносять йони  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ , та  $\text{Cs}^+$ .

II аналітична група катіонів –  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ;

III аналітична група катіонів –  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$



IV аналітична група катіонів –  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ , а також  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$

V аналітична група катіонів –  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{As}^{5+}$ ,  $\text{Sb}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$

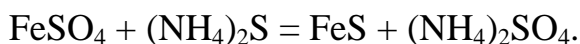
I група катіонів не має групового реактиву. Реактивом на другу групу є амоній карбонат.

До третьої аналітичної групи належать катіони  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  та  $\text{Zn}^{2+}$ . До цієї ж групи відносяться іони деяких рідкісних металів –  $\text{V}^{2+}$ ,  $\text{Ce(IV)}$ ,  $\text{Ti(IV)}$ ,  $\text{Zr(IV)}$ ,  $\text{Th(IV)}$ .

Груповим реагентом цієї групи є сульфід амонію в нейтральному або слабколужному середовищі. Сульфідні, що утворюються, нерозчинні у воді. Цим катіони третьої групи відрізняються від катіонів першої та другої груп. На відміну від четвертої та п'ятої аналітичних груп сульфідні катіонів третьої групи розчиняються в розведених кислотах. Катіони третьої групи не осаджуються сірководнем, тому що  $\text{H}_2\text{S}$  – дуже слабка кислота і концентрація сульфід-іонів в розчині недостатня для досягнення добутоків розчинності сульфідів катіонів третьої групи (за винятком  $\text{ZnS}$ ).

При дії групового реагента – сульфіді амонію – на катіони третьої аналітичної групи в нейтральному або слабколужному середовищі утворюються сульфідні  $\text{FeS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{NiS}$ ,  $\text{CoS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{MnS}$  та гідроксиди  $\text{Al(OH)}_3$  та  $\text{Cr(OH)}_3$ .

Сульфідні катіонів третьої групи мають різне забарвлення:  $\text{FeS}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{NiS}$  та  $\text{CoS}$  – чорного кольору,  $\text{ZnS}$  – білого,  $\text{MnS}$  – тілесного. Вони осаджуються при дії  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  на розчинні солі металів в нейтральному або слабколужному середовищі. Наприклад:



$\text{Al}^{3+}$  та  $\text{Cr}^{3+}$ , на відміну від інших катіонів цієї групи, при дії  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  утворюють не сульфідні, а гідроксидні:  $\text{Al(OH)}_3$  – білого кольору та  $\text{Cr(OH)}_3$  – сіро-зеленого або сіро-фіолетового кольору. Це пояснюється тим, що сульфідні алюмінію та хрому миттєво гідролізують.



Незважаючи на те, що багато аніонів можна знайти дробним шляхом, для спрощення аналізу їх все ж таки прийнято ділити на групи. Єдиного принципу розподілу аніонів на групи немає. Різні автори в основу розподілу аніонів на групи беруть різні властивості. Проте в більшості випадків класифікація аніонів ґрунтується на відмінності в розчинності солей барію і аргентуму відповідних аніонів. Цей спосіб класифікації запропонований німецьким вченим Бунзенем у 1878 р. Відповідно до класифікації у такий спосіб всі аніони ділять на наступні групи:

I група аніонів:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{BO}_2^-$

II група аніонів:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ .

III група аніонів:  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

Груповим реагентом аніонів I групи є барій хлорид у нейтральному або слаболужному середовищі. В цих умовах всі аніони I групи утворюють з катіонами  $\text{Ba}^{2+}$  важкорозчинні у воді солі, які, за винятком  $\text{BaSO}_4$ , розчиняються в розведеній хлоридній кислоті. Аніони I групи (окрім  $\text{F}^-$  і  $\text{SO}_4^{2-}$ ) дають осаді також з йонами  $\text{Ag}^+$ , які проте, розчиняються в розведеній нітратній кислоті.

Аніони II групи, на відміну від аніонів I групи, утворюють з катіонами  $\text{Ag}^+$  осаді, нерозчинні у розведеній нітратній кислоті ( $\text{Ag}_2\text{S}$  розчиняється в розведеній нітратній кислоті лише під час нагрівання). Тому груповим реагентом аніонів II групи є аргентум нітрат ( $\text{AgNO}_3$ ) у присутності розведеної нітратної кислоти.

Груповий реагент на аніони III групи відсутній.

### Питання для самостійної роботи

#### I варіант

1. 2. Яка реакція на йони називається специфічною? Напишіть приклад рівняння реакції.
2. 3. Які йони заважають визначенню йонів амонію з лужним розчином калію тетраїодомеркурату (II)? Відповідь обґрунтуйте.
3. Чому осаді гідроксидів катіонів III аналітичної групи розчиняються в надлишку лугів та в кислотах? Напишіть рівняння реакцій.
4. Вплив рН середовища на перебіг якісних реакцій. Навести приклади.
5. Якими реакціями можна визначити йони барію в розчині? Скласти молекулярні та йонні рівняння відповідних реакцій.
6. Груповий реактив на II групу аніонів. Навести приклади рівнянь реакцій.

#### II варіант

1. Що таке чутливість реакції? Навести приклади.
2. Як визначити йони  $\text{NH}_4^+$  у присутності інших іонів? Напишіть рівняння реакцій.
3. Як виявляють катіони алюмінію в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Груповий реактив на I групу аніонів. Навести приклади рівнянь реакцій.
5. Методи якісного хімічного аналізу, їх класифікація.
6. Якими реакціями можна розрізнити солі  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe}^{3+}$ ?

### III варіант

1. Яка реакція на йони називається селективною? Напишіть приклад рівняння реакції.
2. Навести приклад окисно-відновної якісної реакції. Скласти електронний баланс, вказати окисник і відновник.
3. Як розрізнити осад, утворені аніонами I аналітичної групи при взаємодії з груповим реагентом? Напишіть рівняння реакції.
4. Навести приклади впливу умов проведення реакцій на результат аналізу.
5. Якими реакціями можна визначити йони калію в розчині? Скласти молекулярні та йонні рівняння.
6. Груповий реактив на III групу катіонів. Навести приклади рівнянь реакцій.

### IV варіант

1. Яка реакція на йони називається специфічною? Навести приклади таких реакцій.
2. Як визначити йони  $Ba^{2+}$  у присутності інших йонів? Напишіть рівняння реакцій.
3. Як виявляють катіони цинку в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Груповий реактив на II групу катіонів. Навести приклади рівнянь реакцій.
5. Систематичний і дробний методи аналізу.
6. Якими реакціями можна розрізнити катіони цинку та алюмінію?

### V варіант

1. Аналітичні реакції та вимоги до них. Навести приклади, скласти рівняння йонних реакцій.
2. Як визначити йони  $Na^+$  у присутності інших йонів? Напишіть рівняння реакцій.
3. Як виявляють катіони мангану(II) в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Чому немає групового реактиву на I групу катіонів. Навести приклади рівнянь якісних реакцій катіонів I аналітичної групи.
5. Методи сухої та мокрої хімії. Навести приклади.
6. Якими реакціями можна розрізнити аніони  $NO_3^-$  та  $NO_2^-$ ? Скласти рівняння відповідних реакцій.

## VI варіант

1. Назвати системи якісного аналізу катіонів. На чому базується такий поділ?
2. Навести приклад мікрокристалоскопічної реакції. Напишіть рівняння відповідної реакції.
3. Як виявляють катіони магнію в ході аналізу? Напишіть рівняння реакції.
4. Чому немає групового реактиву на III групу аніонів. Навести приклади рівнянь якісних реакцій аніонів III аналітичної групи.
5. Охарактеризувати основні етапи якісного аналізу.
6. Якими реакціями можна розрізнити аніони  $\text{CO}_3^{2-}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

## VII варіант

1. Класифікація методів мокрої хімії за технікою виконання. Навести приклади.
2. Яких умов реакції потрібно дотримуватися при відкритті йонів  $\text{Mg}^{2+}$  магnezіальною сумішшю?
3. Як виявляють катіони феруму(III) в ході аналізу? Напишіть рівняння реакції.
4. Як відкрити йони калію в присутності йонів амонію?
5. Що таке якісний аналіз?
6. Якими реакціями можна розрізнити аніони  $\text{Cl}^-$  та  $\text{I}^-$ ?

## VIII варіант

1. Охарактеризувати сульфідну класифікацію катіонів (аналітичні групи та групові реагенти)
2. Яких умов реакції потрібно дотримуватися при відкритті йонів  $\text{Na}^+$ ?
3. Як виявляють силікат-іони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Які особливості застосування групових реагентів у аналізі аніонів в порівнянні з дією групових реагентів у аналізі катіонів?
5. Чому брудно-зелений осад феруму(II) гідроксиду швидко буріє?
6. Якими реакціями можна розрізнити аніони  $\text{PO}_4^{3-}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

## IX варіант

1. Завдання якісного аналізу.
2. Переваги дробного аналізу. В яких випадках застосовують систематичний хід аналізу?
3. Як виявляють йон кальцію в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Які аніони можна виявити за виділенням характерних газів? Напишіть рівняння реакцій.

5. Як розрізнити 2 солі, одна з яких містить алюміній-йон, а інша – ферум(II)-йон?
6. Якими реакціями можна розрізнити аніони  $\text{Cl}^-$  та  $\text{I}^-$ ?

### **X варіант**

1. Які реактиви називаються груповими?
2. Класифікація аналітичних реакцій за характером хімічної взаємодії.
3. Як виявляють ортофосфат-йони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Наведіть приклад окисно-відновних аналітичних реакцій. Складіть електронний баланс, вкажіть окисник і відновник.
5. Які аніони заважають визначенню нітрат-іонів? Відповідь обґрунтуйте. Напишіть рівняння реакцій.
6. Якими реакціями можна розрізнити йони магнію і барію?

### **XI варіант**

1. Що називають реагентом?
2. Класифікація методів аналізу.
3. Як виявляють йони цинку в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Чому сульфат-іон виявляють дією розчину  $\text{BaCl}_2$  у кислому середовищі? Відповідь обґрунтуйте.
5. Як серед кількох досліджуваних речовин розрізнити 2 солі, одна з яких містить манган(II)-йон, а інша – ферум(III)-йон? Напишіть рівняння реакцій
6. Якими реакціями можна визначити аніони  $\text{Cl}^-$  ?

### **XII варіант**

1. Що таке аналіз і методика аналізу?
2. Вимоги до якісних аналітичних реакцій.
3. Як виявляють карбонат-йони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. Які йони можна визначити роданідом амонію? Скласти рівняння реакції.
5. Якісні реакції на  $\text{I}^-$  - йони. Напишіть рівняння реакцій.
6. Якими реакціями можна розрізнити йони амонію і калію?

### **XIII варіант**

1. Метод сухої хімії. Навести приклади.
2. Що передбачає систематичний хід аналізу?
3. Як виявляють йони алюмінію в ході аналізу? Напишіть рівняння.

4. До досліджуваного розчину додали мідь і концентровану сульфатну кислоту та підігріли. В результаті виділився буро-коричневий газ із неприємним запахом. Який іон таким чином відкрили? Скласти рівняння реакцій.
5. Як розділити суміш катіонів на групи. Скласти рівняння реакцій.
6. Як розрізнити сульфат-йони та силікат-йони? Скласти рівняння реакцій.

#### **XIV варіант**

1. Вкажіть етапи аналізу невідомої речовини.
2. Які властивості аніонів покладено в основу їх класифікації за аналітичними групами?
3. Як виявляють ферум(II)-йони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. При дії розчину лугу на досліджуваний розчин утворився брудно-зелений осад, який з часом побурів. Який іон відкрили такою реакцією? Скласти рівняння відповідних реакцій.
5. Напишіть рівняння реакцій катіонів II аналітичної групи з груповим реактивом.
6. Якими реакціями можна розрізнити йони кальцію і барію?

#### **XV варіант**

1. Чому аналіз аніонів у більшості випадків проводять дробним методом?
2. Навести приклади кольорових якісних аналітичних реакцій. Скласти відповідні рівняння.
3. Якими реакціями виявляють ферум(III)-йони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. До досліджуваного розчину додали плюмбум(IV) оксид і розбавлену нітратну кислоту та підігріли. В результаті утворився розчин малиново-фіолетового кольору. Який іон таким чином відкрили? Скласти рівняння реакцій.
5. Як розділити суміш аніонів на групи. Скласти рівняння реакцій.
6. Як розрізнити нітрат-йони та нітрит-йони? Скласти рівняння реакцій

#### **XVI варіант**

1. Дати визначення понять: аналітичні реакції, методи аналізу, реактив.
2. Які властивості аніонів покладено в основу їх класифікації за аналітичними групами?
3. Як виявляють йодид-йони в ході аналізу? Напишіть рівняння реакцій.
4. При дії 5-агнетону на досліджуваний розчин утворився синій розчин. Який іон відкрили такою реакцією? Якою ще реакцією можна відкрити цей йон?

5. Напишіть рівняння реакцій катіонів III аналітичної групи з груповим реактивом.
6. Якими реакціями можна розрізнити йони кальцію і калію?

### **Кількісний аналіз**

Методи кількісного аналізу ділять на хімічні та фізико-хімічні (інструментальні).

В хімічних методах проводять хімічну реакцію і вимірюють або масу отриманого продукту – гравіметричний аналіз, або об'єм реагенту, що використаний на взаємодію з речовиною, – титриметричний аналіз.

Інструментальні методи класифікують згідно з властивостями речовини, що використані для виміру аналітичного сигналу. За цією ознакою виділяють електрохімічні методи аналізу (потенціометрія, вольтамперометрія, кулонометрія, кондуктометрія) і спектроскопічні методи аналізу (атомно-емісійний спектральний аналіз, атомно-абсорбційний аналіз, молекулярний спектральний аналіз).

### **Гравіметричний аналіз**

Гравіметричний аналіз заснований на точному визначенні маси речовини. Гравіметрія – безеталонний метод. Похибка визначення складає 0,1 – 0,2%. Це самий точний метод хімічного аналізу.

У ході гравіметричного аналізу визначається речовина або відганяється у вигляді легкої сполуки (метод відгону), або осаджується з розчину у вигляді малорозчинної сполуки (метод осадження).

### **Питання для самостійної роботи**

1. У чому суть гравіметричного методу аналізу?
2. Наведіть схему гравіметричного визначення речовини методом осадження.
3. Опишіть техніку осадження, фільтрування, промивання та прожарювання осадів.
4. Осаджувальна і гравіметрична форми осадів та вимоги до них.
5. Охарактеризуйте правила осадження кристалічних і аморфних осадів.
6. За якими умовами утворюється осадок малорозчинних електролітів?

7. Яка концентрація осаджуваних іонів в розчині є умовою практично повного осадження?
8. Обґрунтуйте вибір промивної рідини.
9. За якою формулою розраховують результати гравіметричних визначень?
10. Перерахуйте причини можливих похибок на всіх стадіях гравіметричного аналізу.
11. Переваги і недоліки гравіметричних методів аналізу.
12. Приведіть приклади практичного використання гравіметрії.
13. Запропонуйте методику визначення заліза гравіметричним методом.

### Титриметричний аналіз

Титриметричний аналіз заснований на точному вимірі об'єму стандартного розчину, який витрачено на реакцію з речовиною, що визначають.

В основі методу лежить закон еквівалентів – речовини реагують між собою в еквівалентних кількостях:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 ;$$

де  $C_1, C_2$  – нормальні концентрації речовин, моль/л;

$V_1, V_2$  – об'єми реагуючих речовин, л.

**Стандартний розчин** – це розчин, концентрація якого встановлена з високою точністю. Стандартні розчини бувають приготовлені та встановлені. Приготовлені розчини отримують шляхом розчинення точної наважки речовини у точному об'ємі розчинника.

До первинних стандартів висувають жорсткі вимоги:

- 1) речовина повинна бути хімічно чистою;
- 2) речовина повинна бути стійкою при зберіганні
- 3) склад речовини повинен точно відповідати хімічній формулі.

Якщо речовина не відповідає цим вимогам, готують розчин приблизної концентрації, а точну концентрацію встановлюють шляхом титрування другим стандартним розчином.



## Прийоми титриметричного аналізу

1. Пряме титрування: до розчину, що аналізують додають індикатор і титрують стандартним розчином реагенту. Розрахунок результатів аналізу проводять за формулою:

$$m(\text{р-ни}) = C_N(\text{р-ни}) \cdot V(\text{р-ну}) \cdot E(\text{р-ни});$$

де  $m(\text{р-ни})$  – маса речовини, г;

$C_N(\text{р-ни})$  – нормальна концентрація титранту, моль/л;

$E(\text{р-ни})$  – молярна маса еквіваленту речовини, г/моль.

2. Зворотне титрування (або титрування по залишку): до розчину, що аналізують додають відомий надлишок першого стандартного розчину, а його залишок титрують другим стандартним розчином. Розрахунок результатів аналізу проводять за формулою:

$$m(\text{р-ни}) = (C_{N1} \cdot V_1 - C_{N2} \cdot V_2) \cdot E(\text{р-ни});$$

де  $C_{N1}$ ,  $C_{N2}$  – нормальні концентрації стандартних розчинів, що додають і титрують, моль/л.

3. Замісне титрування (або титрування по заміщенню): до розчину, що аналізують додають спеціальний реагент, що вступає з речовиною в реакцію і титрують один із продуктів взаємодії. Розрахунок результатів аналізу проводять за формулою:

$$m(\text{р-ни}) = C_N \cdot V(\text{р-ну}) \cdot E(\text{р-ни})$$

### Питання для самостійної роботи

1. На чому ґрунтується метод титриметричного аналізу?
2. Вимоги до реакцій, які використовуються в титриметричному аналізі.
3. Класифікація методів титриметрії.
4. Способи (прийоми) титриметричного аналізу.
5. Стандартні розчини та способи їх приготування.
6. Засоби вираження концентрацій розчинів.
7. Закон еквівалентів, фактор еквівалентності.

8. Розрахунки результатів аналізу в методах прямого, зворотного та замісного титрування.
9. Переваги і недоліки методів титриметричного аналізу в порівнянні з гравіметричними методами аналізу.
10. Загальна характеристика методів хімічного аналізу і галузі їх використання.
11. За якими умовами вибирається необхідний метод аналізу?

### Кислотно-основне титрування

До цього методу відносяться визначення концентрації речовин на основі взаємодії кислот і основ, тобто на реакції нейтралізації:



В якості робочих розчинів використовують розчини сильних кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) або сильних основ ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ). Приготувати розчин точної концентрації кислоти або основи із продажних реактивів не можна. Точну концентрацію розчинів встановлюють по одному з первинних стандартів. Для стандартизації розчинів кислот частіше за все використовують  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Розчини лугів частіше за все стандартизують за щавлевою кислотою.

*Основні індикатори методу нейтралізації:*

- метиловий оранжевий (інтервал переходу забарвлення:  $\text{pH} = 3,1 - 4,5$ )
- фенолфталеїн (інтервал переходу забарвлення:  $\text{pH} = 8 - 10$ )

Правило вибору індикатора: зміна забарвлення індикатора повинна проходити в інтервалі стрибка на кривій титрування.

*Крива титрування* – це графічне зображення процесу титрування. В методі кислотно-основного титрування – це залежність  $\text{pH}$  розчину, що титрують від об'єму титранта. Різку зміну  $\text{pH}$  в області точки еквівалентності називають стрибком титрування.

*Сtribок титрування* – це зміна  $\text{pH}$  від стану, коли розчин недотитрований на 0,1% до стану, коли він на 0,1% перетитрований. Величина стрибка титрування залежить від концентрації реагуючих речовин і від природи кислоти (або основи), яку титрують. Чим менше концентрація реагентів, тим менше стрибок титрування і зі зменшенням константи

дисоціації кислоти (або основи) стрибок титрування зменшується. Практично неможливо відтитрувати розчини кислот або основ, що мають  $K < 10^{-9}$ .

Згідно зі стрибками на кривих титрування можна зробити висновки, що сильні кислоти можна титрувати і з метиловим оранжевим, і з фенолфталеїном. Для титрування слабких кислот слід використовувати тільки фенолфталеїн.

### **Питання для самостійної роботи**

1. Характеристика методу кислотно-основного титрування.
2. Робочі розчини в кислотно-основному титруванні, їх приготування та стандартизація.
3. Принцип побудови кривих титрування та їх призначення.
4. Форми кривих титрування сильних та слабких кислот.
5. Охарактеризуйте криву титрування фосфорної кислоти.
6. Наведіть форми кривих титрування суміші кислот.
7. Який вигляд мають криві титрування сумішей карбонату натрію з гідрокарбонатом та гідроксидом.
8. Індикатори методу кислотно-основного титрування. Принцип вибору індикатора.
9. Практичне використання методів кислотно-основного титрування.
10. Наведіть приклади прямого і зворотного титрування.
11. Опишіть метод визначення масової частки оцтової кислоти у розчині.
12. Як визначити аміак у солях амонію титриметричним методом?
13. Запропонуйте титриметричний метод визначення загальної лужності природних і стічних вод.
14. Опишіть техніку виконання титриметричного визначення карбонатів у воді.

### **Комплексонометричне титрування**

Метод заснований на титруванні розчинів, що містять катіони металів стандартним розчином комплексонів.

Комплексо́ни – це група поліамінополікарбонoвих кислот, які здатні утворювати стійкі внутрішньoкомплексні сполуки з катіонами різних металів. Число комплексонів становить не одну сотню, але найчастіше використовується динатрієва сіль етилендіамінтетраoцтової кислоти (ЕДТА), що широко відома під назвою трилон Б або комплексон III.

У комплексометрії використовують металоіндикатори – це органічні речовини, що мають забарвлення і спроможні утворювати сполуки з катіонами металів. Крім того, комплекс металу з індикатором повинен бути слабкішим, ніж комплекс металу з комплексоном і колір цього комплексу повинен значно відрізнятися від кольору вільного індикатора.

Метод комплексометрії застосовується для визначення багатьох металів. Методом прямого титрування можна визначати  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ . Методом зворотного титрування визначають  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  і інші. Методом замісного титрування можна визначати катіони одновалентних металів, деякі аніони (сульфати, фосфати, оксалати і інші), які не утворюють комплексних сполук з трилоном Б.

Найбільш поширене використання комплексометрії для визначення загальної твердості води і вмісту кальцію у воді. Комплексометричний метод визначення твердості води (сумісної кількості іонів кальцію і магнію) включений у міжнародні стандарти. За санітарними нормами твердість питної води має дорівнювати 6,2 – 6,4 ммоль/л.

### **Питання для самостійної роботи**

1. Які речовини називаються комплексонами і як вони використовуються в аналізі?
2. Особливості протікання реакцій катіонів металів з комплексонами.
3. Які індикатори використовують у методі комплексометричного титрування і які вимоги до них ставляться?
4. Охарактеризуйте механізм дії металоіндикаторів.
5. Що є головним у комплексометричному титруванні?
6. Які розчини називають буферними і з якою метою їх використовують при комплексометричному титруванні?
7. Виведіть формулу розрахунку рН буферних розчинів.

8. Практичне використання комплексонометрії.
9. Опишіть комплексонометричне визначення загальної твердості води.
10. Яка санітарна норма загальної твердості води?
11. Як визначити вміст кальцію комплексонометричним методом?
12. Охарактеризуйте техніку аналізу природної води на вміст магнію.
13. Якими способами можна виконувати комплексонометричне титрування?
14. Чи можна визначити вміст аніонів комплексонометричним методом?

### **Окисно-відновне титрування**

Окисно-відновне титрування засноване на використанні в якості титрантів розчинів окислювачів або відновників, що вступають в реакцію з визначуваною речовиною.

Класифікують методи окисно-відновного титрування за природою речовини, яку використовують в якості титранту. Основні методи окисно-відновного титрування: перманганатометрія, дихроматометрія, йодометрія.

#### **Перманганатометрія**

В якості титранта використовують розчин перманганату калію ( $\text{KMnO}_4$ ). Титрування можна проводити в кислому, нейтральному або лужному середовищі. Найчастіше титрують у кислому середовищі.

$\text{KMnO}_4$  – сильний окисник, з його допомогою визначають велику кількість речовин. Він не потребує використання індикатора, однак має ряд недоліків: точну концентрацію його розчину треба установлювати через 7-10 днів після приготування, а титрування в солянокислому середовищі слід проводити з використанням захисної суміші, що запобігає окисненню хлорид-йонів.

Стандартизацію розчину  $\text{KMnO}_4$  проводять шляхом титрування стандартного розчину щавлевої кислоти ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Точний об'єм щавлевої кислоти підкислюють сульфатною кислотою, нагрівають майже до кипіння і гарячим титрують робочим розчином  $\text{KMnO}_4$  до блідо-рожевого забарвлення, що не зникає протягом 30 секунд.

Перманганатометричним методом визначають відновники прямим титруванням, окисники – зворотним титруванням і деякі речовини, які не мають окисно-відновних властивостей – замісним титруванням.

### Дихроматометрія

В якості титранта використовують розчин дихромату калію ( $K_2Cr_2O_7$ ). Титрування проводять в кислому середовищі.

$K_2Cr_2O_7$  – менш сильний окисник, ніж  $KMnO_4$ , але він має свої переваги: стандартний розчин  $K_2Cr_2O_7$  можна приготувати за точною наважкою речовини і титрування в солянокислих розчинах не потребує використання захисної суміші. Індикаторами методу дихроматометрії можуть бути дифеніламін або фенілантранілова кислота.

Найбільш поширене використання методу – це визначення заліза у рудах. Поряд з залізом можна з попереднім відновленням титрувати ванадій, молібден, вольфрам, олово, сурьму, титан та ніобій.

### Йодомерія

В якості титранта використовують розчин йоду або титрують йод, що виділився при взаємодії окисника з йодистим калієм, стандартним розчином тіосульфату натрію ( $Na_2S_2O_3$ ). Тобто у цьому випадку титрантом є  $Na_2S_2O_3$ . Розчин тіосульфату натрію по точній наважці приготувати не можна, тому його готують приблизної концентрації, а потім стандартизують. Стандартизацію розчину  $Na_2S_2O_3$  проводять за дихроматом калію: до точного об'єму стандартного розчину  $K_2Cr_2O_7$  додають розчин КІ, підкислюють сірчаною кислотою і оставляють у темному місці на п'ять хвилин для завершення реакції виділення йоду. Потім цей розчин титрують робочим розчином  $Na_2S_2O_3$ , використовуючи в якості індикатора крохмаль, який додають вкінці титрування.

При йодометричних титруваннях слід дотримуватися таких умов:

титрування не можна проводити в лужному розчині;

титрування ведуть на холоді і при значному надлишку КІ;

до титрування приступають лише через деякий час після додавання окисника;

реакційну суміш зберігають у темряві;

індикатор крохмаль додають вкінці титрування.

Велике значення має йодометричне визначення міді, заліза, визначення розчинного кисню у воді, визначення пероксидів.

### **Питання для самостійної роботи**

1. На чому ґрунтуються методи окисно-відновного титрування?
2. Класифікація методів окисно-відновного титрування.
3. Перманганатометрія. Характеристика методу. Спосіб фіксування точки еквівалентності.
4. Приготування та стандартизація розчину перманганата калію.
5. Переваги та недоліки методу перманганатометрії.
6. Охарактеризуйте перманганатометричне визначення марганцю у руді.
7. Сутність методу дихроматометричного титрування.
8. Індикатори методу дихроматометрії.
9. Як визначити вміст заліза у руді дихроматометричним методом?
10. Порівняльна характеристика перманганатометрії та дихроматометрії.
11. Що складає основу йодометричних методів?
12. Наведіть умови йодометричного титрування.
13. Як встановити точну концентрацію розчину тіосульфату калію?
14. Що використовують в якості індикатора в методах йодометричного титрування?
15. Опишіть йодометричне визначення купрум(II) сульфату.
16. Охарактеризуйте йодометричне визначення окисників.

## **ОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

### **Предмет і методи та завдання органічної хімії. Теоретичні засади органічної хімії**

1. Що вивчає органічна хімія?
2. Зв'язок органічної хімії з іншими науками.
3. Значення органічної хімії для розвитку аграрного виробництва.
4. Значення органічної хімії для вирішення глобальних проблем людства (енергетичної, продовольчої, екологічної, тощо).
5. Особливості органічних сполук порівняно з неорганічними сполуками.
6. Різноманітність органічних сполук, їх поширення в природі.
7. склад органічних сполук. Характеристика елементів - органогенів.
8. Кругообіг карбону (вуглецю) в природі.
9. Джерела добування органічних сполук.
10. Класифікація органічних сполук.
11. Номенклатура органічних сполук.
12. Поняття про хімічні радикали та хімічні функції (функціональні групи).

13. Типи хімічних зв'язків в органічних сполуках.
14. Особливості ковалентного зв'язку.
15. Гібридизація орбіталей (електронні уявлення).
16. Утворення подвійного і потрійного зв'язків.
17. Електронні ефекти в органічних сполуках.
18. Типи органічних реакцій.
19. Особливості протікання реакцій в живих організмах.
20. Використання сучасних методів дослідження в органічній хімії.
21. Загальні поняття про методи очистки та ідентифікації органічних сполук.
22. положення теорії будови органічних сполук О. М. Бутлерова.
23. Різноманітність видів ізомерії.
24. Теорія Байера (теорія пружності циклів).
25. Особливості будови ароматичних вуглеводнів.
26. Особливості будови аліциклічних вуглеводнів.
27. Особливості будови дієнових вуглеводнів.
28. Зв'язок між будовою органічних сполук і їх хімічними властивостями.
29. Явище цис-транс ізомерії.
30. Явище оптичної ізомерії.

### **Насичені та ненасичені вуглеводні. Циклічні вуглеводні**

1. Написати усі радикали, які відповідають формулі  $C_4H_9$  і підкреслити в них первинні, вторинні і третинні атоми карбону.
2. Написати структурні формули сполук  $C_5H_{12}$ . Назвати їх за науковою номенклатурою. Підкреслити первинні, вторинні, та третинні атоми карбону.
3. Написати п'ять ізомерів гексану. Дати назву за науковою номенклатурою.
4. Скільки ізомерів відповідають емпіричній формулі  $C_7H_{14}$ ? Написати їх формули і назвати за науковою номенклатурою.
5. Скільки ізомерів відповідають емпіричній формулі  $C_5H_{12}$ . Написати їх формули і назвати за науковою номенклатурою.
6. Написати усі ізомери складу  $C_8H_{18}$ , які містять четвертинні атоми карбону. Назвати їх за науковою номенклатурою.
7. Написати структурну формулу 4-етил, 2,2-диметилоктану.
8. Написати усі ізомери гептану і назвати за науковою номенклатурою.



9. Написати структурні формули ізомерних вуглеводнів складу  $C_8H_{18}$ , які містять найдовший ланцюг із 5 атомів карбону і назвати їх за науковою номенклатурою.
10. Написати структурні формули ізомерів вуглеводню  $C_5H_{10}$  і назвати їх за науковою номенклатурою.
11. Написати структурні формули ацетиленових і дієнових вуглеводнів складу  $C_4H_6$ , назвати за науковою номенклатурою.
12. Написати усі ізомерні ацетиленові вуглеводні складу  $C_6H_{10}$ . Назвати за науковою номенклатурою.
13. Написати усі ізомери ароматичної сполуки  $C_9H_{12}$ . Назвати їх. Написати усі ізомери ароматичної сполуки  $C_{10}H_{16}$ . Назвати їх.
14. Написати приклади ізомерів аліциклічних сполук.
15. Написати приклад реакції галогенування насичених вуглеводнів.
16. Написати приклад реакції приєднання води до етиленових вуглеводнів (за правилом Марковнікова).
17. Написати приклад реакції полімеризації алкенів.
18. Написати приклад реакції утворення ацетиленідів.
19. Написати приклад реакції полімеризації дієнових вуглеводнів.
20. Написати приклад реакції заміщення в ароматичних сполуках (правило про направляючу дію замісників в бензольному ядрі).

### **Спирти: одноатомні, багатоатомні. Феноли. Прості етери**

1. Написати ізомери вторинних і третинних спиртів загальної формули  $C_5H_{11}OH$ . Назвати їх за систематичною номенклатурою.
2. Розповісти про ізомерію фенолів. Навести приклади, дати їм назву.
3. Написати структурні формули ізомерних спиртів і етерів складу  $C_5H_{12}O$ . Назвати їх за систематичною номенклатурою.
4. Розповісти про ізомерію гліцеринового альдегіду.
5. Написати формули ізомерів гексанолу. Назвати їх за систематичною номенклатурою.
6. Розповісти про будову, властивості і застосування фенолу.
7. Наведіть приклади реакцій окиснення спиртів.
8. Розповісти про ізомерію етерів. Навести приклади, дати їм назву.
9. Поняття про ненасичені спирти, навести приклади.
10. Наведіть приклади застосування багатоатомних спиртів у народному господарстві та побуті.
11. Фізіологічна дія спиртів на організм людини.

12. Значення одноатомних спиртів у житті людини.
13. Застосування фенолів у хімічній промисловості. Їх токсичність для людини і довкілля.
14. Складіть формули етерів складу  $C_6H_{14}O$ . Назвати їх за систематичною номенклатурою.
15. Написати приклад реакції утворення простих етерів (ефірів) із спиртів.
16. Написати приклад реакції етерифікації.
17. Написати приклад якісної реакції на багатоатомні спирти.
18. Написати приклад реакції взаємодії фенолу з формальдегідом
19. Дати загальну характеристику простих ефірів (етерів).
20. Дати загальну характеристику фенолів.

### **Оксосполуки (альдегіди, кетони, хінони)**

1. Написати структурні формули ізомерних альдегідів і кетонів складу  $C_5H_{10}O$ . Назвати їх за систематичною номенклатурою.
2. Розповісти про ізомерію гліцеринового альдегіду.
3. Написати приклад реакції окислення альдегідів і кетонів.
4. Написати приклад реакції конденсації альдегідів.
5. Написати приклад реакції утворення хінонів.
6. Дати загальну характеристику хінонів.
7. Фенолформальдегідні смоли, методи добування, галузі застосування.
8. Фізіологічна дія формальдегіду.
9. Диметилкетон (ацетилен), методи добування, галузі застосування.
10. Фізіологічна дія ацетону. Ацетон як прекурсор.

### **Карбонові кислоти. Естери. Ліпіди. Мила**

1. Розповісти про будову, властивості і застосування молочної кислоти.
2. Розповісти про будову фталевих кислот. Навести приклади, дати їм назву.
3. Розповісти про ізомерію оксикислот. Навести приклади, дати їм назву.
4. Написати цис-транс-ізомери бутендіової кислоти.
5. Написати приклад реакції утворення карбонових кислот.
6. Написати приклад реакції декарбоксилування карбонових кислот.
7. Написати приклад реакції утворення циклічного ангідриду двохосновної карбонової кислоти.
8. Написати приклад реакції утворення солі ароматичної карбонової кислоти.
9. Написати реакцію утворення фталевого ангідриду з ортофталевої кислоти.

10. Написати реакцію полімеризації акрілової кислоти.
11. Написати приклад реакції ферментативного окислення насичених карбонових кислот.
12. Написати приклад реакції утворення лактонів з оксикислот.
13. Дати загальну характеристику фенолокіслот.
14. Дати загальну характеристику альдегід о-та кетонкіслот.
15. Написати реакцію утворення жиру.
16. Написати реакцію гідролізу жиру.
17. Жири, їх біологічне значення.
18. Складні ліпіди, їх біологічне значення.
19. Мила. Загальна характеристика.
20. Загальна характеристика ліпідів, їх біологічне значення.

### **Вуглеводи: моносахариди, олігосахариди та полісахариди**

1. Розповсюдження вуглеводів в природі. Навести приклади.
2. Класифікація вуглеводів. Навести приклади різних груп вуглеводів.
3. Характеристика моносахаридів.
4. Характеристика олігосахаридів.
5. Характеристика вищих полісахаридів.
6. Написати приклад реакції окислення моносахаридів.
7. Написати приклад реакції відновлення моносахаридів.
8. Написати приклад реакції утворення відновлюючого дисахариду з моносахаридів.
9. Написати приклад реакції утворення невідновлюючого дисахариду з моносахаридів
10. Написати приклад реакції утворення полісахаридів.
11. Написати приклад реакції гідролізу полісахаридів.
12. Глюкоза, як представник моносахаридів.
13. Сахароза, як представник олігосахаридів.
14. Крохмаль і клітковина, як представники полісахаридів.
15. Застосування моноцукрів і дицукрів у медицині, харчовій промисловості та інших галузях.
16. Застосування поліцукрів у народному господарстві, медицині тощо.
17. Глікоген як полісахарид тваринного походження.
18. Навести приклади олігосахаридів і галузі їх застосування.
19. Харчова цінність вуглеводів.
20. Оптичні властивості вуглеводів.

## **Нітрогеновмісні, сульфуровмісні, галогеновмісні органічні сполуки. Амінокислоти. Білки**

1. Дати загальну характеристику простих органічних галогеновмісних сполук
2. Дати загальну характеристику амінів.
3. Дати загальну характеристику аміноспиртів.
4. Сечовина. її властивості. Агропромислове значення.
5. Різноманітність амінокислот в природі, їх біологічне значення.
6. Хімічні властивості амінокислот.
7. Написати приклад реакції утворення дипептиду з амінокислот.
8. Написати приклад реакції утворення поліпептиду.
9. Охарактеризувати прості органічні сірковмісні сполуки.
10. Загальна характеристика простих і складних білків, їх значення.
11. Типи хімічних зв'язків в білках.
12. Будова білкових молекул.
13. Властивості білків.
14. Білки-ферменти.
15. Харчова цінність білків.
16. Структури білків, їх утворення.
17. Дати загальну характеристику нітросполук.
19. Пептиди, їх використання.
20. Перспективи синтезу білків поза живим організмом.

## **Гетероциклічні сполуки. Нуклеїнові кислоти**

1. Група п'ятичленних ароматичних гетероциклів з одним гетероатомом.
2. Пірол як складова частина хлорофілу і гемоглобіну.
3. Написати реакції перетворення п'ятичленних гетероциклів за Ю. К. Юрьєвим.
4. Шестичленні гетероциклічні сполуки з одним гетероатомом.
5. Циклічні сполуки з декількома гетероатомами. Група піримідину.
6. Конденсовані системи з гетероциклів. Пуринові азотисті основи.
7. Біологічне значення нуклеїнових кислот.
8. Будова нуклеїнових кислот.
9. Пояснити хімічні аспекти поняття: „генетичний код”.
10. Участь нуклеїнових кислот у біосинтезі білку.
11. Аденозинтрифосфорна кислота. Будова, властивості, біологічне значення.
12. Написати реакцію утворення АТФ з АМФ і фосфорної кислоти.
13. Написати приклад реакції гідролізу нуклеотиду.
14. Написати приклад реакції утворення нуклеотиду.

## **Низькомолекулярні біологічно активні органічні сполуки**

1. Біологічно активні низькомолекулярні органічні сполуки і сільське господарство.
2. Загальна характеристика пестицидів, їх значення. Навести приклади.
3. Загальна характеристика інсектицидів, їх значення. Навести приклади.
4. Загальна характеристика гербіцидів, їх значення. Навести приклади.
5. Регулятори росту рослин, їх значення. Навести приклади,
6. Загальна характеристика алкалоїдів, їх значення. Навести приклади.
7. Загальна характеристика антибіотиків і фітонцидів, їх значення. Навести приклади.
8. Загальна характеристика терпенів та стероїдів, їх значення. Навести приклади.
9. Загальна характеристика каротиноїдів, їх значення. Навести приклади.
10. Загальна характеристика вітамінів, їх значення. Навести приклади.
11. Використання низькомолекулярних біологічно активних речовин для вирішення практичних потреб народного господарства.

## Рекомендована література

1. Ковальчук І.С. Неорганічна хімія ( навчально-методичний посібник) / І.С. Ковальчук, С.В. Гончарук, Н.П. Гирина. – К.: ВСВ «Медицина», 2017. – 80 с.
2. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: друге видання доповнене і доопрацьоване / В.Т. Яворський. – Львів: видавництво Львівської політехніки, 2016. – 324 с.
3. Манековська І.Є. Хімія: навч.посібн. / І.Є. Манековська. – Рівне: НУВГП, 2010. – 250 с.
4. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (хімія елементів): навч. посібн. / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2009. – 286 с., іл.
5. Басов В. П. Хімія / В.П. Басов, В.М. Родіонов. – К.: Каравелла, 2008. – 320 с.
6. Боднарюк Ф.М. Неорганічна хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2007. – 128 с.
7. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (загальнотеоретична): навч. посібн. / Ф.М. Боднарюк. – Рівне: НУВГП, 2006. – 241 с.
8. Слободянюк Р. Аналітична хімія та аналіз харчової продукції / Р. Слободянюк, А. Горальчук. – К.: Кондор, 2018. – 336 с.
9. Малишев В. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз . навч. посіб./ В.В. Малишев, А.І. Габ, Д.Б. Шахнін. – К.:Університет «Україна», 2018. – 212 с.
10. Габ А.І. Аналітична хімія та інструментальні методи аналізу / А. Габ, Д. Б.Шахнін, В. В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2018. – 396 с.
11. Габ А.І. Аналітична хімія. Кількісний аналіз / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2017. – 87 с.
12. Габ А.І. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навч. посіб. для студ. природничих та інженерних спеціальностей / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев. – К.:Університет «Україна», 2017. – 112 с.
13. Мітрясова О.П. Органічна хімія: навч. посіб. / О.П. Мітрясова. – К.: Кондор, 2018. – 418 с.
14. Очеретенко Л.Ю., Бардіж Н.І., Замаховська С.С. Практикум з органічної хімії в 2-х частинах / Л.Ю. Очеретенко, Н.І. Бардіж, С.С. Замаховська. – Умань: Візаві, 2018. – 175 с.
15. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія: Підручник. – 2-ге вид., доп. і випр. / О.І Кононський. – К.: Центр учбової літератури, 2009. – 312с.