

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ,  
МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
Державний вищий навчальний заклад  
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ  
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

Теоретичні основи, завдання до лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» для студентів I курсу спеціальностей напрямку «Хімічна технологія» заочної форми навчання

Дніпропетровськ ДВНЗ УДХТУ 2013

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ,  
МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ  
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД  
«УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ  
ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Теоретичні основи, завдання до лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» для студентів I курсу спеціальностей напрямку «Хімічна технологія» заочної форми навчання

Затверджено на засіданні  
кафедри неорганічної хімії.  
Протокол №11 від 24.05.2012.

Методичні вказівки до лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» (завдання до експрес-контролю на лекції, питання до самостійного опрацювання теоретичного матеріалу, домашні, тестові завдання) для студентів I курсу спеціальностей напряму «Хімічна технологія» заочної форми навчання / О.В. Берзеніна, Л.О. Хмарська, О.С. Матросов –Дніпропетровськ: ДВНЗУДХТУ, 2012 – с.

Укладачі: О.В. Берзеніна, канд. біол. наук  
Л.О. Хмарська, канд. хім. наук  
О.С. Матросов канд. тех. наук

Відповідальний за випуск О.В. Штеменко, д-р хім. наук

Навчальне видання

Методичні вказівки

Теоретичні основи, завдання до лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» для студентів I курсу спеціальностей напряму «Хімічна технологія» заочної форми навчання

Укладачі: БЕРЗЕНІНА Оксана Валеріївна  
ХМАРСЬКА Лія Олександрівна  
МАТРОСОВ Олександр Сергійович

Редактор Л.М. Тонкошкур  
Коректор Л.Я. Гоцуцова

Підп. до друку Формат 60x84 1/16. Папір ксероксний. Друк різнограф.  
Умовн.-друк.арк. Облік.-вид. арк.0,4. Тираж 100 прим. Зам. №

---

ДВНЗ УДХТУ, 49005, м. Дніпропетровськ – 5, просп. Гагарина, 8

---

Видавничо-поліграфічний комплекс ІнКомЦентру



## ЗМІСТ

1.	Розчини.....
1.1.	Способи вираження концентрацій розчинів.....
1.2.	Електролітична дисоціація.....
1.3.	Реакції у розчинах електролітів.....
1.4.	Гідроліз солей.....
2.	Окисно-відновні реакції.....
2.1.	Розрахунок можливості перебігу окисно-відновних реакцій за стандартних умов.....
3.	p-елементи VII групи. Гідроген, галогени.....
3.1.	Водень та сполуки Гідрогену.....
3.2.	Сполуки галогенів.....
3.2.1.	Прості речовини.....
3.2.2.	Сполуки галогенів у ступені окиснення «-1»
3.2.3.	Сполуки галогенів у додатніх ступенях окиснення.....
4.	p-елементи VI групи. Оксиген, Сульфур.....
4.1.	Сполуки Оксигену.....
4.2.	Сульфур та його аналоги.....
4.2.1.	Сполуки халькогенів у ступені окиснення «-2»
4.2.2.	Сполуки халькогенів у ступені окиснення «+4»
4.2.3.	Сполуки халькогенів у ступені окиснення «+6»
5.	d-елементи VII та VI груп. Манган, Хром.
5.1.	Сполуки Мангану
5.2.	Сполуки Хрому

## 1. РОЗЧИНИ

Розчини – це гомогенні системи, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії. До складу розчину входять розчинник та одна або декілька розчинених речовин. Розчинником вважається той компонент, вміст якого більш 50% або агрегатний стан якого зберігається в розчині.

### 1.1. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЙ РОЗЧИНІВ

Існують різні способи вираження кількісного складу розчину. Найчастіше використовують масову частку розчиненої речовини, молярну концентрацію, молярну концентрацію еквіваленту, молярність та інші способи вираження концентрації розчину.

**Масова частка (процентна концентрація)** розчиненої речовини – це безрозмірна величина, яка дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%$$

Масову частку розчиненої речовини  $\omega$  (омега) зазвичай виражають у долях одиниць або у відсотках.

**Молярна концентрація ( $C_M$ )** – це відношення кількості розчиненої речовини ( $\nu_p$ ) до об'єму розчину ( $V$ ):

$$C_M = \frac{\nu_p}{V}$$

Молярна концентрація вимірюється у **моль/л** і позначається за допомогою символу  $M$ .

**Молярна концентрація еквіваленту ( $C_n$  або  $C_{1/2}$ )** це відношення кількості еквівалентів ( $n_{ек}$ ) розчиненої речовини до об'єму розчину ( $V$ ):

$$C_n = \frac{n_{ек}}{V}$$

Молярна концентрація еквіваленту вимірюється у **г-екв/л** і позначається за допомогою символу  $n$ . Молярна концентрація еквіваленту широко використовується в хімії. Кількість еквівалентів дорівнює:

$$n_{ек} = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{ек}}$$

де  $m_{\text{речовини}}$  – маса речовини,

$M_{ек}$  – молярна маса еквіваленту речовини.

**Молярна маса еквіваленту елемента** – це така кількість елемента, яка сполучається з 1,008 ваговими частинами Гідрогену або з 8,0 ваговими частинами Оксигену, чи заміщує їх в хімічних сполуках.

**Молярна маса еквіваленту кислоти** – це така її кількість, яка вміщує один моль еквівалентів Гідрогену, здатного заміщуватись металом і дорівнює

$$M_{ек(кислоти)} = \frac{M_{кислоти}}{z}$$

де  $z$  – основність кислоти;

**Молярна маса еквіваленту основи** – це така її кількість, яка вміщує один моль еквівалентів гідроксид-іонів, здатних заміщуватись на кислотні залишки.

$$M_{ек(основи)} = \frac{M_{основи}}{z}$$

де  $z$  – кислотність основи;

**Молярна маса еквіваленту солі:**

$$M_{ек(солі)} = \frac{M_{солі}}{z}$$

де  $z$  – кількість атомів металу, помножена на валентність металу;

Для переходу від одного способу вираження концентрації до іншого треба знати:

**Густина ( $\rho$ )** розчину, яка є відношенням маси розчину до його об'єму:

$$\rho = \frac{m_{розчину}}{V}$$

**Приклад 1.** Знайти масову частку калій сульфату у розчині, що містить 350 г води та 75 г цієї солі.

*Розв'язок.* Маса розчину буде складатися з маси води та маси солі:

$$m_{розчину} = 350 + 75 = 425 \text{ г.}$$

Отже масова частка калій сульфату буде становити:

$$\omega = \frac{75}{425} \cdot 100\% = 17,65\%$$

Відповідь: 17,65%.

**Приклад 2.** Знайти масову частку нітратної кислоти у розчині, у 1 л якого містить 224 г  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,12$  г/мл).

*Розв'язок.* Знайдемо масу розчину виходячи з густини розчину:

$$m_{розчину} = \rho \cdot V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г,}$$

отже масова частка нітратної кислоти буде становити:

$$\omega = \frac{224}{1120} \cdot 100\% = 20\%$$

Відповідь: 20%.

**Приклад 3.** Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 10% розчину калій хлориду ( $\rho = 1,063$  г/мл).

*Розв'язок.* За умови задачі відсутні відомості про об'єм розчину, тому приймемо об'єм 1 л. Обчислимо масу 1 л або 1000 мл цього розчину:

$$m_{розчину} = \rho \cdot V = 1,063 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1063 \text{ г,}$$

тоді маса речовини буде дорівнювати:

$$m_{речовини} = \frac{m_{розчину} \cdot \omega}{100\%} = \frac{1063 \cdot 10\%}{100\%} = 106,3 \text{ г.}$$

Виходячи з маси речовини визначимо кількість молів та молярну концентрацію розчину:

$$\nu = \frac{m_{\text{речовини}}}{M} = \frac{106,3}{74,5} = 1,427 \text{ моль},$$

$$C_M = \frac{\nu}{V} = \frac{1,427 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 1,427 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: 1,427 М, 1,427 н.

**Приклад 4.** Визначити масову частку 3 л розчину амоній сульфату з молярною концентрацією 1,8 моль/л ( $\rho=1,122$  г/мл).

*Розв'язок.* Визначимо кількість молей амоній сульфату, що містить у розчині:

$$\nu = C_M \cdot V = 1,8 \text{ моль/л} \cdot 3 \text{ л} = 5,4 \text{ моля},$$

тоді маса речовини амоній сульфату буде становити:

$$m_{\text{речовини}} = \nu \cdot M = 5,4 \text{ моль} \cdot 132 \text{ г/моль} = 712,8 \text{ г}.$$

Визначимо масу 3 л або 3000 мл розчину:

$$m_{\text{розчину}} = \rho \cdot V = 1,122 \text{ г/мл} \cdot 3000 \text{ мл} = 3366 \text{ г},$$

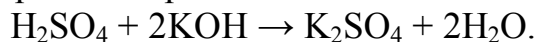
отже, масова частка розчину амоній сульфату:

$$\omega = \frac{712,8}{3366} \cdot 100\% = 21,2\%.$$

Відповідь: 21,2%

**Приклад 5.** Який об'єм  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з молярною концентрацією 6 моль/л необхідний для повною нейтралізації 4,5 г  $\text{KOH}$ .

*Розв'язок.* Складемо рівняння реакції взаємодії кислоти та лугу:



Виходячи з того, що рівняння реакції вказує на мольні співвідношення реагуючих речовин, знайдемо кількість молів  $\text{KOH}$ :

$$\nu = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{4,5}{56} = 0,08 \text{ моль},$$

отже кількість молей сульфатної кислоти:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\nu(\text{KOH}).$$

Знаючи молярну концентрацію знайдемо об'єм кислоти необхідний для взаємодії з  $\text{KOH}$ :

$$\nu = \frac{\nu}{C_M} = \frac{0,08}{6} = 0,0134 \text{ л} = 13,4 \text{ мл}.$$

Відповідь: 13,4 мл.

### **Завдання для самоконтролю**

1. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 25 г  $\text{NaCl}$  та 275 г води ( $\rho = 1,056$  г/мл).
2. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 100 г  $\text{K}_2\text{CO}_3$  та 400 г води ( $\rho = 1,19$  г/мл).
3. Який об'єм води необхідно додати до 200 г 50%-ного розчину сульфатної кислоти для того щоби отримати 15%-вий розчин.



4. Скільки грамів сухої солі KCl необхідно додати до 1 л 6%-вого розчину ( $\rho = 1,067$  г/мл) для отримання 15%-ного розчину цієї ж солі.
5. Змішано 300 г 40%-вого розчину сульфатної та 700 г 10%-ного розчину тієї ж кислоти. Розрахуйте відсотковий вміст  $H_2SO_4$  та об'єм отриманого розчину ( $\rho = 1,13$  г/мл).
6. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 21%-вого розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,12$  г/мл).
7. Визначити молярну концентрацію еквіваленту та масову частку розчину ортофосфатної кислоти з молярною концентрацією 1,78 моль/л ( $\rho = 1,089$  г/мл).
8. Який об'єм 10,5%-ного розчину HCl ( $\rho = 1,05$  г/мл) необхідний для взаємодії з 50 г  $CaCO_3$ ?
9. Який об'єм 0,5 M NaOH необхідний для повної нейтралізації 355 г 15%-ного розчину HCl.
10. Яку масу  $BaCl_2$  необхідно додати до 200 мл 30,0%-ного розчину сульфатної кислоти ( $\rho = 1,22$  г/мл), щоб добути розчин, в якому масова частка сульфатної кислоти буде дорівнювати 4%? Чому дорівнює молярна концентрація розчину кислоти після реакції, якщо відомо, що густина 4%  $H_2SO_4$  дорівнює 1,025 г/мл.

## 1.2. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

**Електроліти** – це речовини, розчини яких проводять електричний струм. Це кислоти, основи, солі. **Неелектроліти** – це речовини, розчини яких не проводять електричний струм. До них відносяться, наприклад, цукор, ацетон, бензол.

**Електролітична дисоціація** – це розклад електроліту на іони за його розчиненні під дією полярних молекул розчинника, наприклад, води.

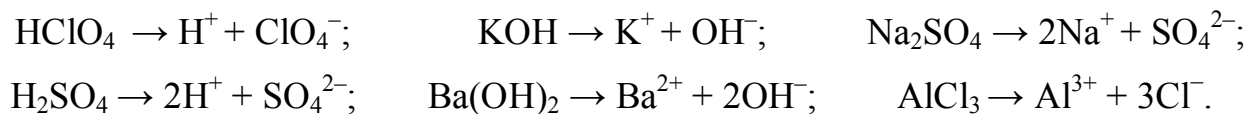
У результаті електролітичної дисоціації утворюються позитивно заряджені частинки – **катіони** та негативно заряджені частки – **аніони**.

Існує кількісна оцінка здібності речовини розпадатися на іони – це ступінь дисоціація ( $\alpha$ ).

В залежності від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на сильні, електроліти середньої сили та слабкі.

Електроліти	
Сильні електроліти $\alpha > 30\%$	Слабкі електроліти $\alpha < 3\%$
а) Сильні кислоти (HCl, HBr, HI, $H_2SO_4$ , $HNO_3$ , $HMnO_4$ , $HClO_4$ , $H_2SeO_4$ та ін.) б) Луги (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ca(OH)_2$ , $Sr(OH)_2$ , $Ba(OH)_2$ ) в) Водорозчинні солі ( $Na_2CO_3$ , $K_2SO_4$ , $AlCl_3$ та ін.)	а) Слабкі кислоти (HF, HClO, $H_2S$ , $H_2CO_3$ , $H_2SiO_3$ , $CH_3COOH$ , HCN та ін.) б) Слабкі основи ( $NH_4OH$ , $Be(OH)_2$ , $Mg(OH)_2$ , $Fe(OH)_3$ , $Al(OH)_3$ та ін.) в) Нерозчинні та малорозчинні солі ( $Ag_2S$ , $CaCO_3$ , $BaSO_4$ та ін.)

Процес електролітичної дисоціації електролітів відображають рівняння дисоціації. У випадку сильних електролітів у рівняння вказують одну стрілочку « $\rightarrow$ » – майже повний розклад електроліту на іони. Наприклад:



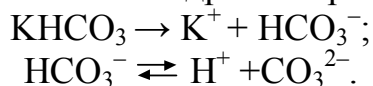
У випадку слабого електроліту вказують дві стрілочки « $\rightleftharpoons$ » – частковий розклад електроліту на іони.



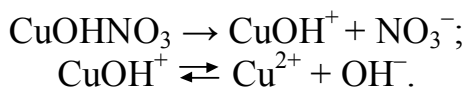
Слабкі основи, що містять декілька гідроксильних груп, або слабкі кислоти, що містять декілька іонів водню, дисоціюють (розкладаються) в декілька стадій. Кількість стадій визначається кількістю іонів  $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$  у молекулі електроліту. Наприклад:



За дисоціації кислих і основних солей крім катіонів металів й аніонів кислотних залишків у розчинах утворюються ще, відповідно, протони  $\text{H}^+$  та іони  $\text{OH}^-$ . Наприклад, у розчині кислої солі – калій гідрогенкарбонату:



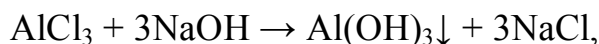
Дисоціацію основної солі – купрум(II) гідроксохлориду можна зобразити такими рівняннями:



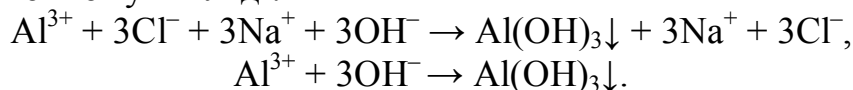
В усіх рівняннях електролітичної дисоціації сума зарядів іонів у продуктах дорівнює сумі зарядів у вихідних речовинах.

### 1.3. РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Згідно з теорією електролітичної дисоціації, всі реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між іонами. Вони мають назву іонних реакцій, а рівняння цих реакцій – іонних рівнянь. Вони простіші, ніж рівняння реакцій, записані у молекулярній формі, та мають більш загальний характер. Наприклад, реакція взаємодії алюміній хлориду з натрій гідроксидом в молекулярній формі має вигляд:

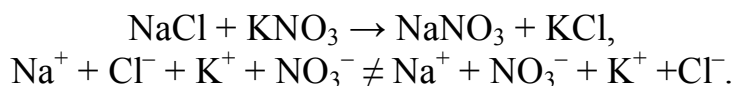


а в молекулярно-іонному вигляді:



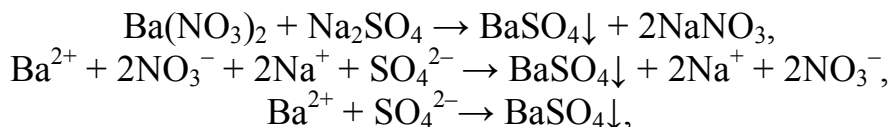
Як видно з цього рівняння, суть цієї реакції зводиться до взаємодії іонів  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{OH}^-$ , внаслідок чого утворюється осад алюміній гідроксиду.

Наступну реакцію записати в скороченому іонному вигляді не виявляється можливим тому, що з точки зору електролітичної дисоціації ця реакція не відбувається:

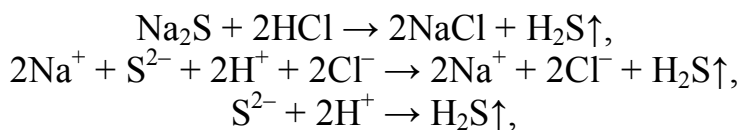


Однак, якщо випарювати цей розчин, то виникатимуть нові хімічні зв'язки між іонами і утвориться суміш чотирьох солей: хлориди і нітрати натрію і калію.

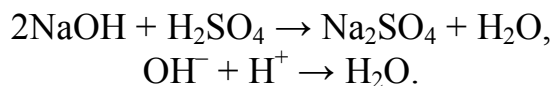
Якщо при проходженні іонних реакції не відбувається зміна зарядів іонів, то такі реакції мають назву іонно-обмінних. Такі реакції стають необоротними, якщо у взаємодію вступають сильні електроліти, а продуктами їх взаємодії є або осад:



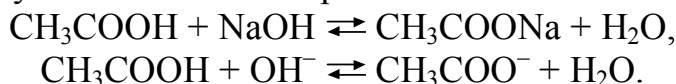
або газоподібні речовини:



або слабкі електроліти:



Іонно-обмінні реакції можуть бути зворотними, якщо у взаємодію зі слабким електролітом вступає сильний електроліт:



Після досягнення рівноваги в розчині у цьому випадку одночасно будуть існувати чотири речовини: оцтова кислота, натрій ацетат, натрій гідроксид та вода.

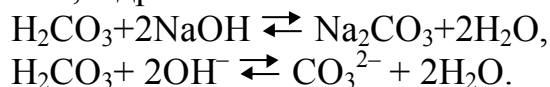
### *Завдання для самоконтролю*

11. Написати молекулярні та молекулярно-іонні рівняння наступних обмінних реакцій. Визначити чи є ці реакції необоротними чи зворотними:
 

а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} \rightarrow$	б) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$
12. а) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$	б) $\text{K}_2\text{Se} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
13. а) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	б) $\text{PbF}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
14. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$	б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
15. а) $\text{NiSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	б) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16. а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	б) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
17. а) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$	б) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$
18. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	б) $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
19. а) $\text{SnCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$	б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
20. а) $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{MgCl}_2 \rightarrow$

## 1.4. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

**Гідроліз** – це взаємодія солей з водою. Гідроліз є окремим випадком процесу сольволізу – обмінного розкладу розчиненої речовини та розчинника. Крім того, гідроліз можна визначити як обернену реакцію нейтралізації:

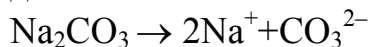


Реакції гідролізу поділяють на оборотні та необоротні.

**Гідроліз завжди проходить за іоном слабого електроліту.**

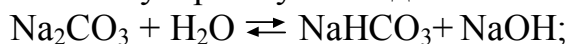
Розглянемо механізм гідролізу різних типів солей.

**1.** Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та сильною основою проходить за аніоном кислоти.

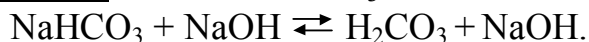


I стадія  $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ , лужне середовище ( $\text{pH} > 7$ )

В молекулярному вигляді:

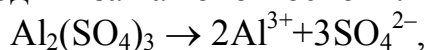


II стадія  $\text{HCO}_3^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ ,



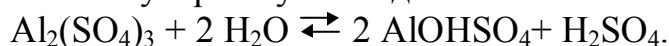
Зазвичай друга стадія та всі наступні стадії гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників. Сильніше гідролізує сіль більш слабкої кислоти. Чим менше  $K_d$  кислоти, тим слабшим електролітом є ця речовина і тим сильніше гідролізує відповідна сіль.

**2.** Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та слабкою основою проходить за катіоном основи.

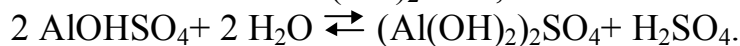


I стадія  $\text{Al}^{3+} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ , середовище кисле ( $\text{pH} < 7$ )

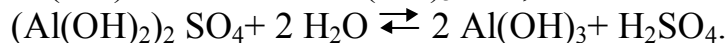
В молекулярному вигляді:



II стадія  $\text{AlOH}^{2+} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$ ,



III стадія  $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{HON} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$ ,



Сильніше гідролізує сіль більш слабкої основи. Щоб визначити яка основа є більш слабким електролітом порівнюємо  $D_p$  основ. Чим менше  $D_p$ , тим слабшим електролітом є основа, тим сильніше йде процес гідролізу відповідної солі.

**3.** Гідроліз солі, яка утворена сильною кислотою та сильною основою не відбувається

$\text{NaCl} + \text{HON} \neq$  немає реакції,  $\text{pH} = 7$  середовище нейтральне.

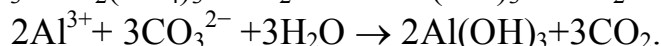
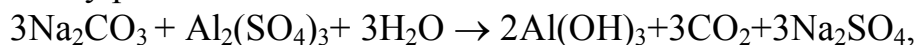
**4.** Гідроліз солі, яка утворена слабкою кислотою та слабкою основою

Наприклад,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ . Такі солі гідролізують націло одразу (в одну стадію) та цей процес є необерненим:



В цьому випадку середовище залежить від того, який електроліт сильніший: кислота чи основа.

Оскільки гідроліз відбувається майже миттєво, то, зазвичай, такі солі не можливо отримати у розчині:



Якщо у таблиці розчинності біля певної солі стоїть прочерк, це найчастіше означає, що таку сіль ми не можемо отримати у розчині, тому що вона під-

лягає миттєвому гідролізу. Продуктами такої реакції будуть відповідні основа та кислота, від яких мала б утворитися ця сіль.

### Завдання для самоконтролю

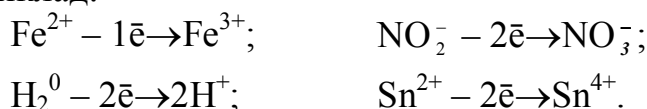
21. Написати рівняння електролітичної дисоціації та рівняння гідролізу наступних солей:
- |                                     |                                   |
|-------------------------------------|-----------------------------------|
| а) $\text{FeCl}_3$ ;                | б) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ; |
| 22. а) $\text{Na}_2\text{S}$ ;      | б) $\text{FeCl}_3$ ;              |
| 23. а) $\text{BeCl}_2$ ;            | б) $\text{K}_3\text{PO}_4$ ;      |
| 24. а) $\text{CuSO}_4$ ;            | б) $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;     |
| 25. а) $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ;   | б) $\text{NiSO}_4$ ;              |
| 26. а) $\text{AlCl}_3$ ;            | б) $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;       |
| 27. а) $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;   | б) $\text{CoBr}_2$ ;              |
| 28. а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; | б) $\text{Al}_2\text{S}_3$ ;      |
| 29. а) $\text{NH}_4\text{F}$ ;      | б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ;   |
| 30. а) $\text{FeSO}_4$ ;            | б) $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .    |

## 2. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

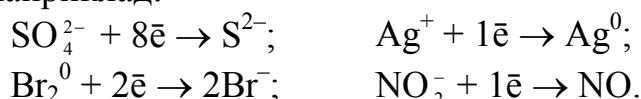
Хімічні реакції, що відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин називаються **окисно-відновними реакціями (ОВР)**.

Будь яка окисно-відновна реакція складається з процесів окиснення та відновлення.

**Окиснення** – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон віддає електрони. Наприклад:



**Відновлення** – це процес, внаслідок якого атом, молекула або іон приєднує електрони. Наприклад:

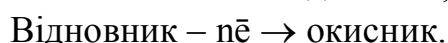
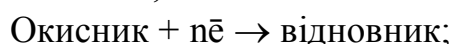


Процес окиснення супроводжується збільшенням ступеня окиснення відповідних елементів, а відновлення, навпаки, – зменшенням ступеня окиснення елементів.

**Відновник** – це речовина (атом, молекула, іон), що містить елемент, який віддає електрони.

**Окисник** – це речовина, що містить елемент, який приєднує електрони.

Процеси приєднання і віддавання електронів відбувається одночасно: одні сполуки відновнюються, а інші окиснюються.



Необхідною умовою ОВР є електронний баланс, тобто, кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Окисниками і відновниками можуть бути як прості так і складні речовини. Елементи, метали і неметали, в найнижчому ступені окиснення можуть виявляти лише відновні властивості.

Елементи у найвищому ступені окиснення можуть лише приймати електрони і тому виступають тільки як окисники.

Елементи з проміжними ступенями окиснення, залежно від умов, можуть виявляти як окисні так і відновні властивості. Найважливіші окисники і відновники наведені в таблицях. Але при складанні рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно враховувати такі особливості:

1.  $\text{HNO}_3$  (конц.) окиснює неметали в будь-якому ступені окиснення до відповідних оксигенвмісних кислот у вищому ступені окиснення.
2. Сполуки амфотерних металів у лужному середовищі утворюють гідросокомплекси відповідних ступенів окиснення.
3. Речовини, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення, ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ) виявляють окисно-відновну подвійність властивостей.
4. Sn, Sb, Ge тощо по відношенню до  $\text{HNO}_3$  (конц.) поведуть себе як неметали, тобто утворюють оксигенвмісні кислоти вищого ступеня окиснення.

Атоми металів легко віддають валентні електрони і перетворюються на позитивно заряджені іони. Тому метали є тільки відновниками.

В таблицях 2 та 3 наведені найважливіші окисники та відновники.

Застосовуються два методи складання рівнянь ОВР – метод електронного балансу і метод напівреакцій.

За методом електронного балансу складання ОВР легше провести за стадіями:

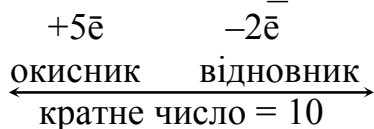
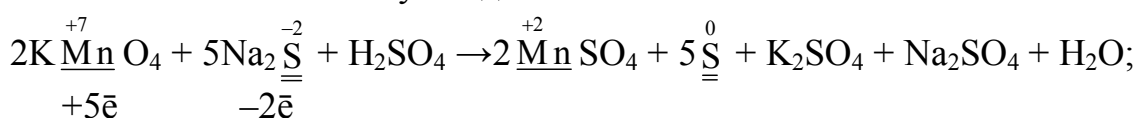
1. Встановити формули вихідних речовин та продуктів реакції.



2. Визначити ступінь окиснення елементів у вихідних речовинах і продуктах реакції (частіше кількість тих, які змінюють ступінь окиснення):



3. Визначити число електронів, яке віддає відновник (підписати під відновником) і число електронів, яке приймає окисник (підписати під окисником). Поставити коефіцієнти перед відновником і окисником, та продуктами окиснення і відновлення виходячи з кратного числа. Перевірте себе: число підкреслених атомів повинно бути однаковим.



Коефіцієнти електронного балансу – це основні коефіцієнти, і співвідношення між їх числовими значеннями є сталим.

4. Розставте коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь у реакції ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



5. На основі балансу атомів Гідрогену визначають кількість молекул води.

6. Кількість атомів Оксигену зазвичай в ОВР не зрівнюють, а баланс Оксигену використовують для перевірки знайдених коефіцієнтів.

## 2.1. РОЗРАХУНОК МОЖЛИВОСТІ ПЕРЕБІГУ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ ЗА СТАНДАРТНИХ УМОВ

В довідниках з хімії є таблиці стандартних окисно-відновних потенціалів. Ці таблиці дають можливість:

- складати рівняння будь яких ОВР;
- кількісно охарактеризувати силу окисника і відновника;
- визначити можливість та напрямок перебігу будь якої ОВР.

В цих таблицях:

1. Процеси окиснення і відновлення надані у вигляді напівреакцій:

«окисна форма +nē = відновна форма».

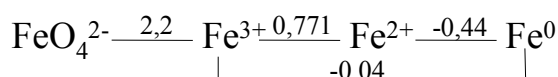
Для кожної напівреакції наведені значення та знак стандартного окисно-відновного потенціалу  $E^0_{298}$  ( $\phi^0_{298}$ ), який вимірюється у вольтах.

2. Чим більшою є величина окисно-відновного потенціалу, тим сильніший окисник входить до складу цієї напівреакції.
3. Чим меншим є значення  $E^0_{298}$ , тим сильніші відновні властивості частки, яка входить до цієї напівреакції.
4. Усі речовини, іони і атоми, які мають більші значення  $E^0_{298}$  є окисниками відносно тих, що мають менші значення  $E^0_{298}$ .
5. Можна визначити напрямок і можливість перебігу будь-якої ОВР. Умовою перебігу ОВР є додатне (позитивне) значення різниці  $\Delta E$ :

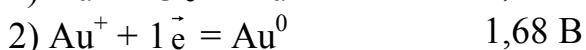
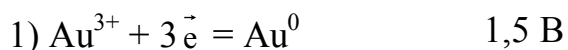
$$\Delta E = E^0_{298}(\text{окисник}) - E^0_{298}(\text{відновник}) > 0.$$

Іноді значно зручніше користуватися більш компактною формою запису для представлення електродних потенціалів – діаграмою Латимера. Вона являє собою стандартні електродні потенціали між різноманітними формами одного й того ж елементу в різних ступенях окиснення. Наприклад для сполук Феруму діаграма Латимера буде мати вигляд:

$E, V; \text{pH} = 0$



Однак значення деяких напівреакцій не можуть бути визначні з практичної точки зору. Тому необхідний потенціал можна обчислити за потенціалами відомих напівреакцій, комбінуючи які можна скласти необхідну. Однак необхідно зазначити, що потенціали напівреакцій неможна додавати, а тому комбінувати потрібно зміну енергії Гіббса ( $\Delta G_i^0 = n_i \cdot F \cdot E_i$ ). Наприклад, відомі значення потенціалів для двох наступних напівреакцій, а значення третьої необхідно розрахувати:





$$\Delta G_3^0 = \Delta G_1^0 - \Delta G_2^0$$

$$n_3 \cdot F \cdot E_3^0 = n_1 \cdot F \cdot E_1^0 - n_2 \cdot F \cdot E_2^0,$$

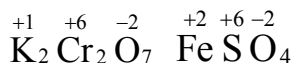
отже

$$E_3^0 = \frac{n_1 \cdot E_1^0 - n_2 \cdot E_2^0}{n_3} = \frac{3 \cdot 1,5 - 1 \cdot 1,68}{2} = 1,41 \text{ В.}$$

**Приклад 1.** За допомогою методу електронного балансу складіть в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді рівняння наступних реакцій та розрахуйте можливість їх перебігу за стандартних умов:

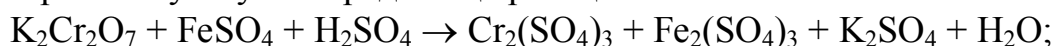


*Розв'язок.* Визначимо ступіні окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин:

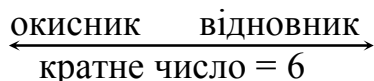
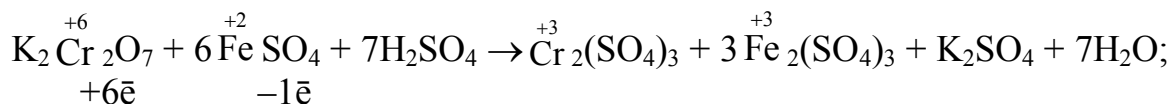


Ступінь окиснення Хрому «+6», що відповідає вищому ступеню окиснення, отже калій дихромат є окисником, отже ферум(II) сульфат – відновник.

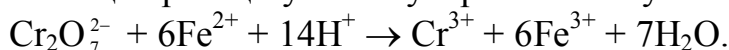
За допомогою таблиць 2 та 3 визначимо продукти окиснення та відновлення звертаючи увагу на середовище реакції:



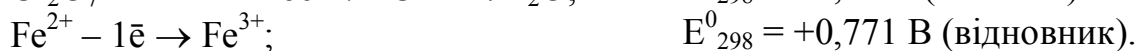
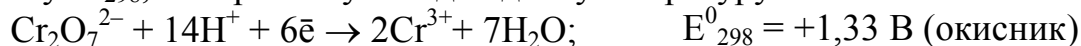
Складаємо баланс електронів та розставляємо коефіцієнти для речовин, що беруть участь у реакції:



Запишемо рівняння цієї реакції у молекулярно-іонному вигляді:



Запишемо напівреакції та значення стандартного окисно-відновного потенціалу  $E_{298}^0$ , використовуючи довідкову літературу:



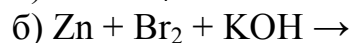
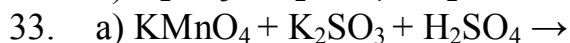
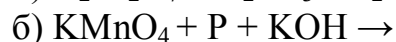
Визначимо можливість перебігу реакції за стандартних умов:

$$\Delta E = E_{298}^0(\text{окисник}) - E_{298}^0(\text{відновник}) = 1,33 - 0,771 = 0,559 \text{ В} > 0.$$

Отже реакція можлива за стандартних умов.

### Завдання для самоконтролю

31. За допомогою методу електронного балансу складіть в молекулярному та молекулярно-іонному вигляді рівняння наступних реакцій та розрахуйте можливість їх перебігу за стандартних умов:





- |  |   |
|--|---|
| 34. а) $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$               | б) $\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$                              |
| 35. а) $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                      | б) $\text{SO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                   |
| 36. а) $\text{Cl}_2 + \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$                   | б) $\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$                                 |
| 37. а) $\text{KMnO}_4 + \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$                   | б) $\text{NaClO} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$     |
| 38. а) $\text{KClO}_4 + \text{Zn} + \text{KOH} \rightarrow$                              | б) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$        |
| 39. а) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | б) $\text{AsH}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                    |
| 40. а) $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$                      | б) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |

41. Який об'єм сірководню та сульфур(IV) оксиду за нормальних умов повинні прореагувати, щоб маса утвореної сірки була 500 г?
42. Які об'єми хлору ( $t = 37^\circ\text{C}$ ,  $p = 110$  кПа) та розчину калій броміду ( $\omega = 20\%$ ,  $\rho = 1,2$  г/мл) потрібні для утворення 1,5 кг бромиду.
43. Визначити об'єм нітроген(II) оксиду ( $20^\circ\text{C}$ , 100 кПа), що утвориться за взаємодії міді з 5 л розчину 20%-вої нітратної кислоти (1,25 г/мл).
44. 670 мл сірководню за нормальних умов відновили 500 г розчину калій дихромату. Яка масова частка цього розчину?
45. Який об'єм газу ( $7^\circ\text{C}$ , 93 кПа) виділиться за взаємодії концентрованої соляної кислоти з 10 кг манган(IV) оксиду.
46. Який об'єм сірководню ( $17^\circ\text{C}$ , 98 кПа) треба пропустити через 1,8 л розчину йоду,  $C_n = 0,1$  г-екв/л, для повного відновлення йоду.
47. Скільки мілілітрів розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  з молярною концентрацією 0,1 моль/л необхідно додати до підкисленого сульфатною кислотою розчину КІ для утворення 50 мг йоду.
48. За взаємодії металічного алюмінію з розчином натрій гідроксиду утворилося 33,6 л водню, виміряного за нормальних умов. Визначити масу металу, яка була витрачена для проходження цієї реакції.
49. За взаємодії 500 г розчину  $\text{CoCl}_2$  з бромною водою у лужному середовищі утворилося 16,5 г осаду. Визначити вихідну концентрація розчину солі кобальту(II).
50. Який об'єм 3%-вого розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\rho \approx 1$  г/мл) необхідно взяти для повного відновлення 500 мл 0,15 н. розчину калій перманганату у кислому середовищі?

### 3. p-ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ. ГІДРОГЕН. ГАЛОГЕНИ

#### 3.1. Водень та сполуки Гідрогену

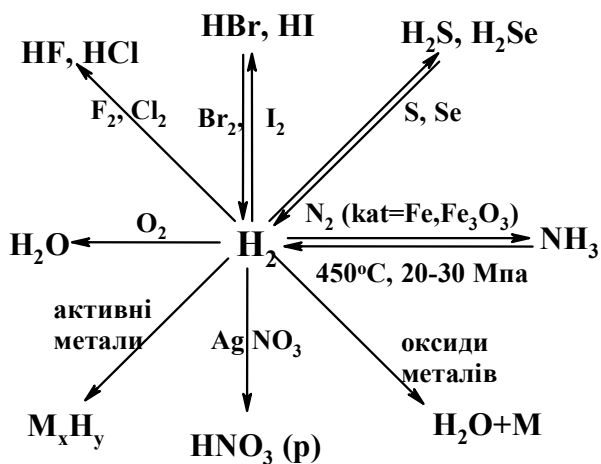


Рис. 3.1. Хімічні властивості водню

### 3.2. Сполуки галогенів

Таблиця 3.1.

Деякі властивості галогенів

	<b>F</b>	<b>Cl</b>	<b>Br</b>	<b>I</b>	<b>At</b>
Радіус атома, Å	0,71	1,07	1,19	1,36	–
Енергія іонізації, eV	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Спорідненість до електрону, eV	3,6	3,8	3,54	3,29	–
Електронегативність	4,0	3,0	2,8	2,5	2,2

Таблиця 3.2.

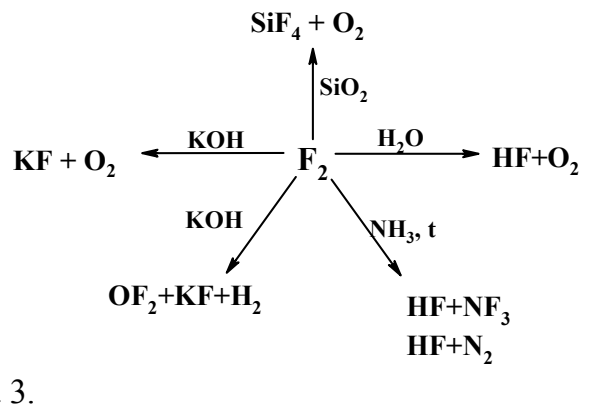
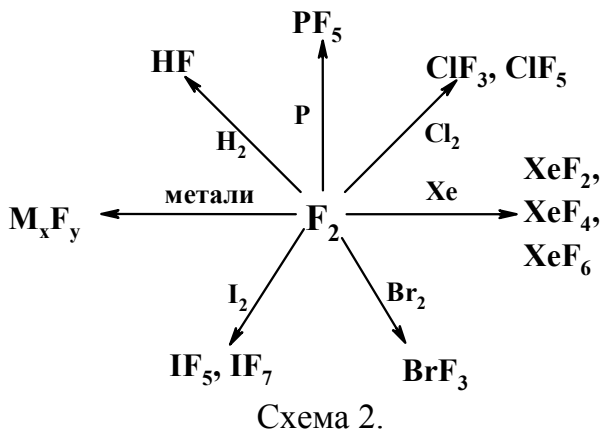
Галогени у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
<b>F</b>	$9,5 \cdot 10^{-2}$	плавиковий шпат (флюорит) $\text{CaF}_2$ , криоліт $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ , апатит $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{F}, \text{Cl})$ ,
<b>Cl</b>	0,013	$\text{NaCl}$ , атакаміт $3\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCl}_2$ , бишофіт $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , карналліт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , тахгідрит $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{MgCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
<b>Br</b>	$3,7 \cdot 10^{-5}$	бромаргірит $\text{AgBr}$ , емболіт $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$
<b>I</b>	$1,4 \cdot 10^{-5}$	лаугарит $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ , майерсіт $\text{CuI} \cdot 4\text{AgI}$

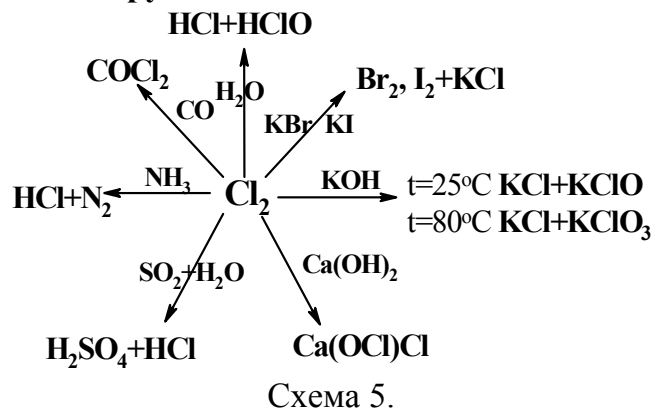
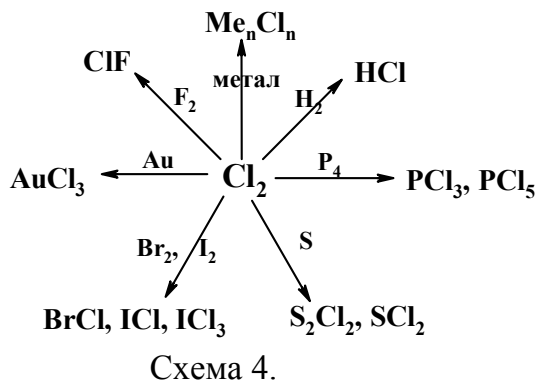
#### 3.2.1. Прості речовини

### 2. Хімічні властивості галогенів та їх сполук

#### Хімічні властивості фтору

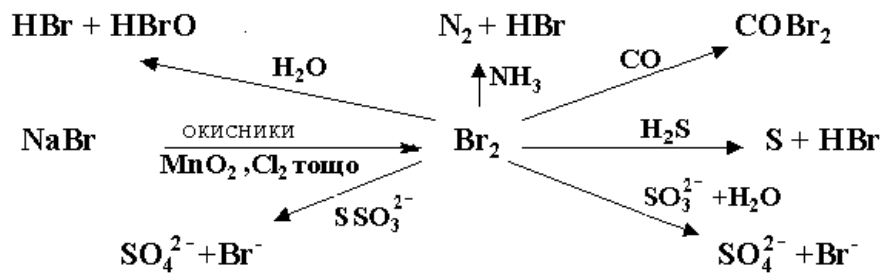


### Хімічні властивості хлору



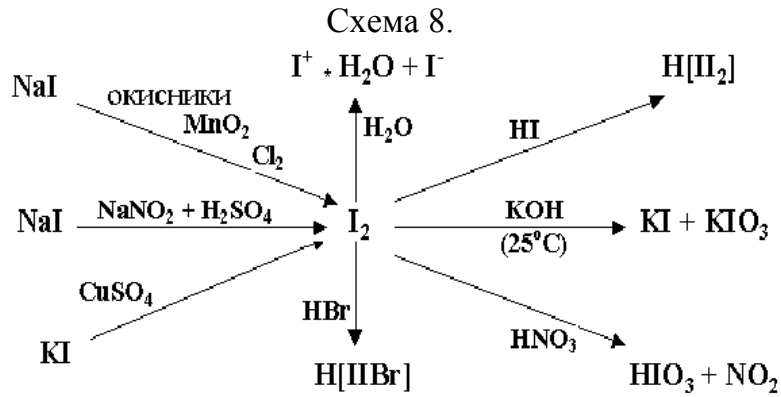
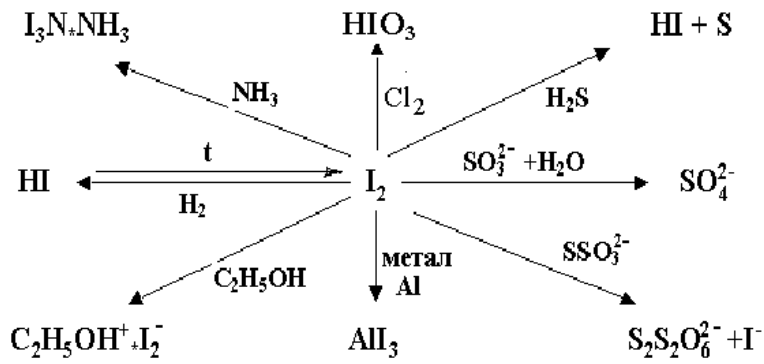
### Хімічні властивості бромю

Схема 6.



### Хімічні властивості йоду

Схема 7.



### 3.2.2. Сполуки галогенів у ступені окиснення «-1»

Таблиця 3.

Деякі властивості гідрогенгалогенових кислот

	$K_d$	Сила кислот зростає ↓	$t_{\text{кипіння}}$	ДИПОЛЬНИЙ МОМЕНТ	$\alpha, \%$
<b>HF</b>	$7,2 \cdot 10^{-4}$		19,5	1,86	10
<b>HCl</b>			-85,1	1,1	92,6
<b>HBr</b>			-66,8	0,79	93,5
<b>HI</b>			-35,4	0,38	95

### Хімічні властивості гідрогенгалогенідів

Схема 9.

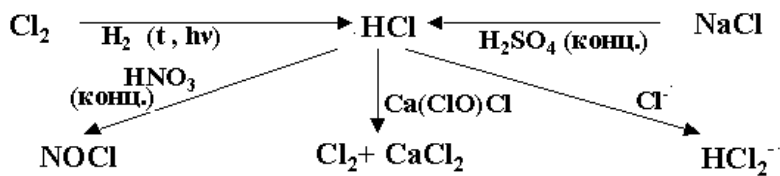


Схема 10.

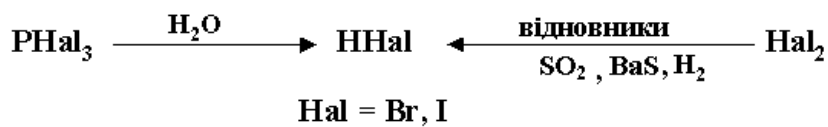


Схема 11.

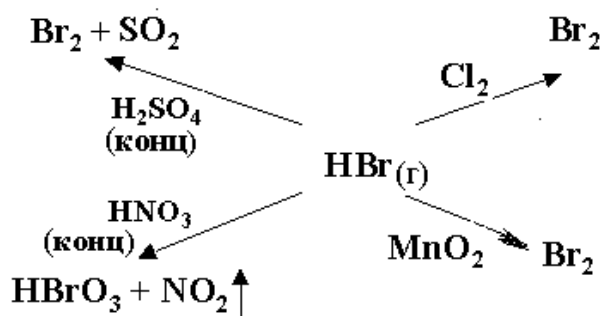
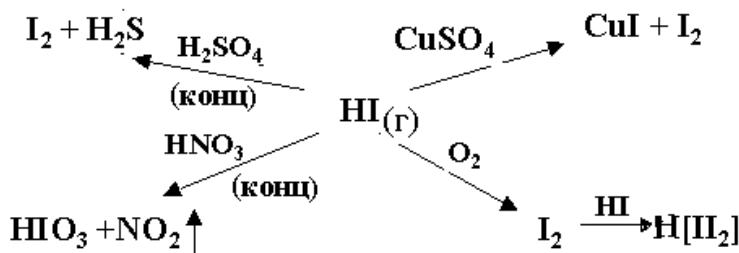


Схема 12



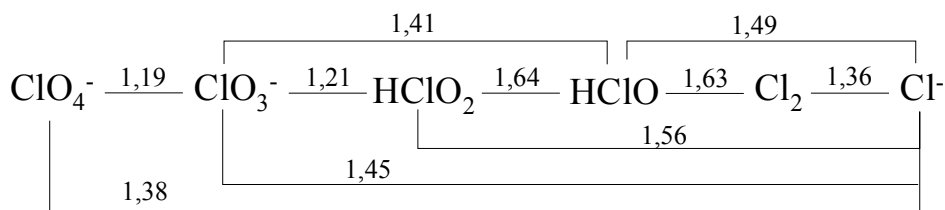
### 3.2.2. Сполуки галогенів у додатних ступенях окиснення

Кислота	$K_d$
<b>HClO</b>	$12,8 \cdot 10^{-8}$
<b>HClO<sub>2</sub></b>	$1,1 \cdot 10^{-2}$
<b>HClO<sub>3</sub></b>	$5 \cdot 10^2$
<b>HClO<sub>4</sub></b>	$\approx 10^8$

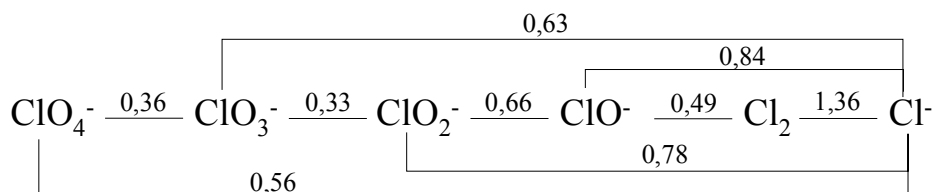
↓  
Сила кислот зростає; Окисні властивості зменшуються

HClO<sub>4</sub> – термічно нестійка та вибухонебезпечна речовина

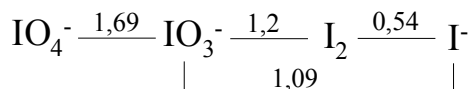
$E^0$ , В рН = 0



$E^0$ , В рН = 14



$E^0$ , В рН < 7



### Завдання для самоконтролю

51. Написати рівняння реакцій гідролізу наступних сполук:

- |                                    |                                |
|------------------------------------|--------------------------------|
| a) $\text{AlCl}_3$ ;               | б) $\text{SO}_2\text{Br}_2$ ;  |
| 52. a) $\text{CaCl}_2$ ;           | б) $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ ; |
| 53. a) $\text{NaClO}$ ;            | б) $\text{SbCl}_3$ ;           |
| 54. a) $\text{ZnCl}_2$ ;           | б) $\text{NOI}_3$ ;            |
| 55. a) $\text{CdBr}_2$ ;           | б) $\text{BCl}_3$ ;            |
| 56. a) $\text{KClO}_3$ ;           | б) $\text{AlOHCl}_2$ ;         |
| 57. a) $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ ; | б) $\text{CoCl}_2$ ;           |
| 58. a) $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;    | б) $\text{LiClO}_4$ ;          |
| 59. a) $\text{NI}_3$ ;             | б) $\text{NH}_4\text{F}$ ;     |
| 60. a) $\text{NiJ}_2$ ;            | б) $\text{BiCl}_3$ .           |

61. Написати рівняння реакцій:

- |   |  |
|---|--|
| a) $\text{NaF} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц}}$               | б) $\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 62. a) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t=80^\circ\text{C}}$              | б) $\text{PCl}_3 + \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$          |
| 63. a) $\text{FeCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$                   | б) $\text{MnCl}_2 + \text{KOCl} + \text{KOH} \rightarrow$                    |
| 64. a) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц}}$           | б) $\text{ClO}_3^- + \text{Sn}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow$                |
| 65. a) $\text{NaI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$         | б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow$                        |
| 66. a) $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$                  | б) $\text{PCl}_5 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$                       |
| 67. a) $\text{Na}_2\text{S} + \text{NaBrO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | б) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow$        |
| 68. a) $\text{MnSO}_4 + \text{CaOCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$               | б) $\text{Br}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$                        |
| 69. a) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$                   | б) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{конц}}$           |
| 70. a) $\text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$      | б) $\text{KClO} + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$             |

71. Визначте молярну масу еквіваленту сполуки іоду, що утворюється внаслідок гідролізу  $\text{PI}_3$ .

72. Який об'єм розчину калій хлорату ( $\omega = 6,8\%$ ;  $\rho = 1,04$  г/мл) потрібен для окиснення 250 мл 0,01н. розчину ферум(II) сульфату в сірчаноокислому середовищі?

73. Який об'єм хлору (н.у.) і який об'єм розчину натрій броміду ( $\omega = 10\%$ ;  $\rho = 1,05$ ) потрібен для утворення 16 г бромиду?

74. Для одержання аргентум(I) іодиду були змішані 100 мл розчину аргентум(I) нітрату ( $\omega = 15\%$ ,  $\rho = 1,02$ ) та 180 мл 0,8М розчину калій іодиду. Яку масу осаду було одержано?

75. Який об'єм 5%-ого розчину  $\text{KBrO}_3$  ( $\rho = 1,04$  г/мл) необхідний для окиснення 40 мл 8%-ного розчину  $\text{HI}$  ( $\rho = 1,06$  г/мл)?

## 4. ОКСИГЕН. ХАЛЬКОГЕНИ

Таблиця 4.1.

Деякі властивості халькогенів

	<b>O</b>	<b>S</b>	<b>Se</b>	<b>Te</b>	<b>Po</b>
Радіус атома, Å	0,66	1,04	1,17	1,37	1,7
Енергія іонізації, eВ	13,62	10,36	9,75	9,01	8,43
Спорідненість до електрону, eВ	1,47	2,08	2,02	2,00	1,35
Електронегативність	3,50	2,6	2,5	2,1	1,76

### 4.1 Сполуки Оксигену

Оксиген утворює сполуки зі ступенями окиснення «-2» та «-1». Зі ступенем окиснення «-2» Оксиген утворює оксиди, гідроксиди, солі, оксигенвмістні органічні сполуки, тощо.

**Оксид** – це бінарна сполука елемента з Оксигеном, в якій Оксиген знаходиться у ступені окиснення «-2».

За кислотно-основним характером всі оксиди поділяють на кислотні, амфотерні та основні.

#### ОКСИДИ

##### кислотні

утворюються неметалами або d- елементами у високих ступенях окиснення

##### амфотерні

утворюються металами з невеликою електронегативністю; можуть виявляти (в залежності від умов) або кислотні або основні властивості

##### основні

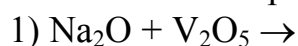
утворюються металами з низькими ступенями окиснення

До амфотерних оксидів відносять наступні оксиди:

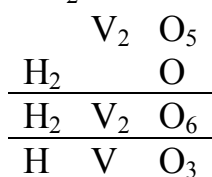
ступінь окиснення	оксид
+2	<i>BeO, ZnO, SnO, PbO,</i>
+3	<i>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>,</i>
+4	<i>SnO<sub>2</sub>, PbO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, GeO<sub>2</sub></i>

Основні та кислотні оксиди взаємодіють між собою з утворенням солі.

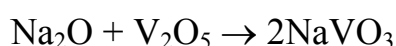
Розглянемо на прикладі.

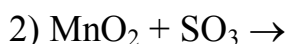


$\text{Na}_2\text{O}$  – основний оксид;  $\text{V}_2\text{O}_5$  – кислотний оксид, йому відповідає кислота:

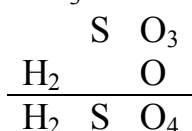


тоді отримуємо наступне рівняння:

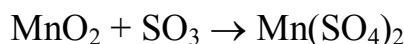




$\text{SO}_3$  – кислотний оксид, йому відповідає кислота:



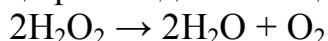
$\text{MnO}_2$  – амфотерний оксид, за взаємодії з кислотним оксидом виявляє основний характер.



У ступені окиснення «-1» Оксиген утворює пероксидні сполуки, що характеризуються наявністю структурного фрагмента – **O – O** – пероксид іона.

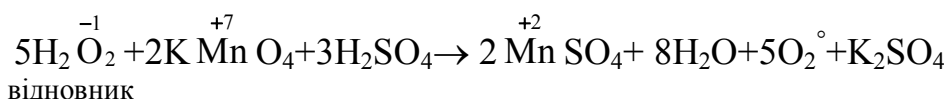
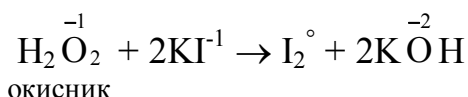
$\text{H}_2\text{O}_2$  – гідроген пероксид або перекис водню, за нормальних умов це рідина, добре розчина у воді. 30%-ий розчин  $\text{H}_2\text{O}_2$  має назву пергідроль.

$\text{H}_2\text{O}_2$  – нестійка речовина, що розкладається під дією світла:



Гідроген пероксид є слабкою кислотою з константою дисоціації  $10^{-12}$ .

За рахунок наявності Оксигену зі ступенем окиснення «-1»  $\text{H}_2\text{O}_2$  виявляє окисно-відновну двоїстість:



#### 4.2. Сульфур та його аналоги

Таблиця 4.2.

##### Халькогени у природі

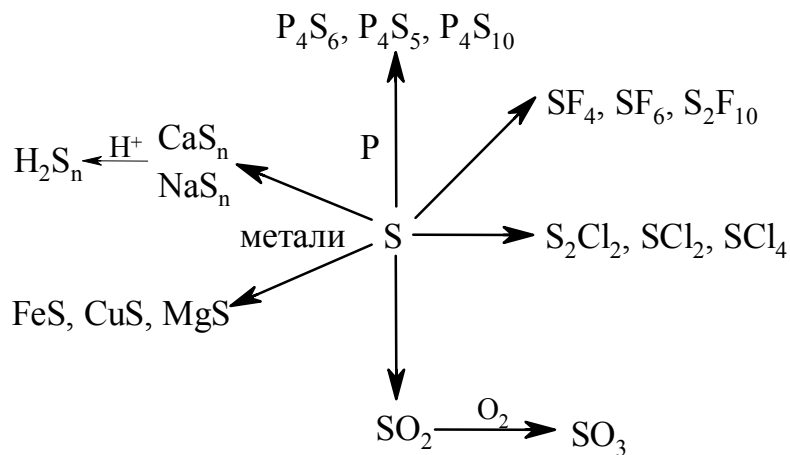
Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
<b>S</b>	0,03	Самородна сірка, $\text{FeS}_2$ – пірит, $\text{CuFeS}_2$ – халькопірит, $\text{ZnS}$ – цинкова обманка, $\text{HgS}$ кіновар, $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гіпс, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гірка сіль
<b>Se</b>	$1,5 \cdot 10^{-5}$	Розсіяні елементи, містяться у сульфідних рудах
<b>Te</b>	$1,3 \cdot 10^{-7}$	
<b>Po</b>	$2 \cdot 10^{-15}$	Продукт радіоактивного розпаду урану

Таблиця 4.3.

##### Відношення халькогенів до кисню, води кислот та лугів

Елементи	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>O (t°)</b>	<b>HCl</b>	<b>HNO<sub>3</sub></b>	<b>KOH</b>
<b>S</b>	$\text{SO}_2$	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3$	-	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3$
<b>Se</b>	$\text{SeO}_2$	н. р.	-	$\text{H}_2\text{SeO}_4$	$\text{K}_2\text{Se} + \text{K}_2\text{SeO}_3$
<b>Te</b>	$\text{TeO}_2$	$\text{TeO}_2 + \text{H}_2$	-	$\text{H}_2\text{TeO}_4$	$\text{K}_2\text{Te} + \text{K}_2\text{TeO}_3$
<b>Po</b>	$\text{PoO}_2$	$\text{PoO}(\text{OH}) + \text{H}_2$	$\text{PoCl}_2 + \text{H}_2$	$\text{Po}(\text{NO}_3)_2$	-





#### 4.2.1. Сполуки халькогенів у ступені окиснення «-2»

У Сульфура, Селена та Телура ступінь окиснення «-2» виявляється у сполуках що мають назву відповідно сульфідів, селенідів, телуридів. У цих сполуках виявляється аналогія елементів з Оксигеном. У таблиці наведені деякі характеристики сполук з Гідрогеном.

Таблиця 4.4.

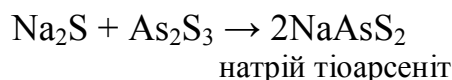
Порівняльна характеристика сполук халькогенів з Гідрогеном

	кут	$t^{\circ}_{\text{кип}}, \text{C}$	$K_d$		Кислотні властивості зростають		Відновні властивості зростають		Термічна стійкість зменшується
$\text{H}_2\text{O}$	$104,5^{\circ}$	100	$10^{-16}$	↓	↓	↓	↓	↓	↓
$\text{H}_2\text{S}$	$92,2^{\circ}$	-60	$10^{-7}$						
$\text{H}_2\text{Se}$	$91,1^{\circ}$	-41	$10^{-4}$						
$\text{H}_2\text{Te}$	$90^{\circ}$	-2	$10^{-3}$						

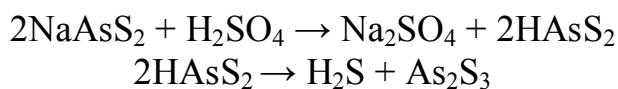
В сполуках зі ступенем окиснення «-2» найбільше за все прослідковується аналогія між Сульфуром та Оксигеном. Оксидам відповідають сульфідів, гідроксидам – гідрогенсульфідів, оксигенвмісним кислотам – сульфурвмісні кислоти (тіокислоти). Наприклад:

	Na	Bi	Sb	As	C
Сульфід	$\text{Na}_2\text{S}$	$\text{Bi}_2\text{S}_3$	$\text{Sb}_2\text{S}_3$	$\text{As}_2\text{S}_3$	$\text{CS}_2$
Оксид	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{Bi}_2\text{O}_3$	$\text{Sb}_2\text{O}_3$	$\text{As}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$
Гідрогенсульфід	$\text{NaSH}$	$\text{Bi}(\text{SH})_3$	$\text{Sb}(\text{SH})_3$	$\text{H}_3\text{AsS}_3$	$\text{H}_2\text{CS}_3$
Гідроксид	$\text{NaOH}$	$\text{Bi}(\text{OH})_3$	$\text{Sb}(\text{OH})_3$	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Кислотно-основна природа	Основна		Амфотерна	Кислотна	

При взаємодії основних та кислотних сульфідів подібно до оксидів утворюються солі (тіосоли):



Відповідні тіокислоти нестійкі та необернено розкладаються на  $\text{H}_2\text{S}$  та відповідний сульфід:



Відношення сульфідів до води та кислот неокисників

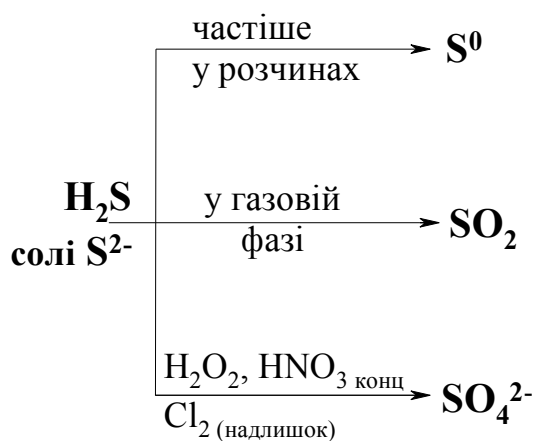
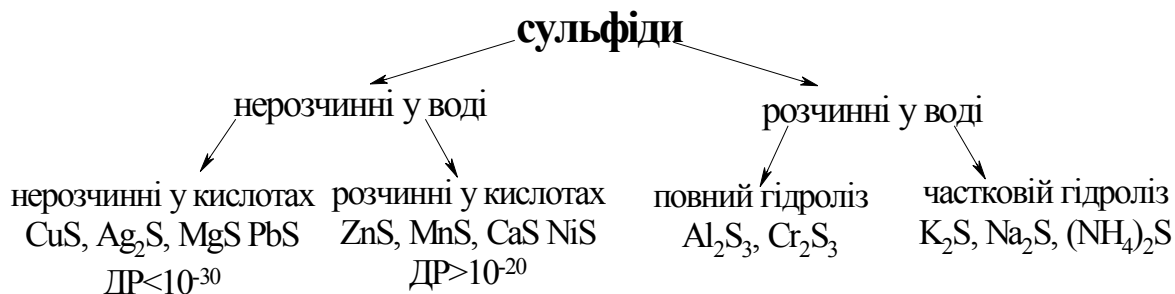


Схема 2.2 – Відновні властивості сполук Сульфуру «-2»

Гідроген сульфід та його солі в окисно-відновних реакціях виявляють лише відновні властивості. В залежності від умов реакції можливі продукти, наведені у схемі 2.2.

#### 4.2.2 Сполуки халькогенів у ступені окиснення «+4»

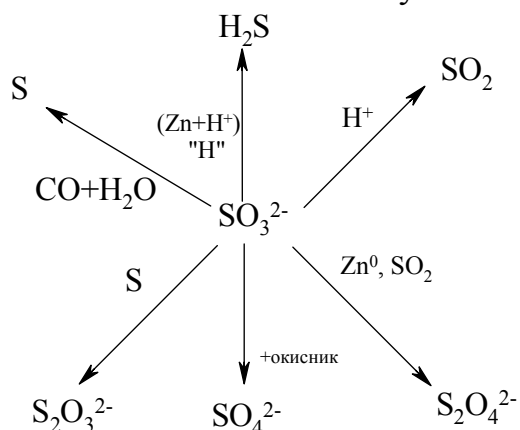
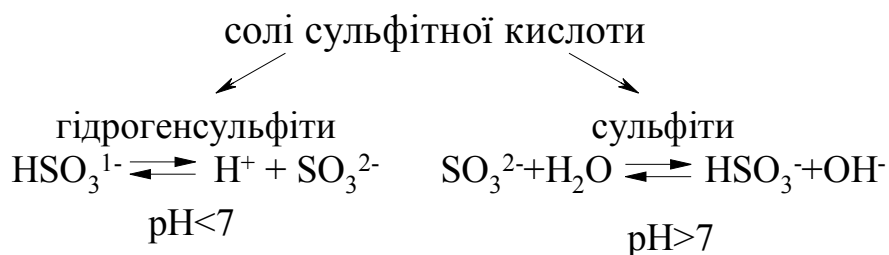


Схема 2.3 – Окисно-відновні властивості сполук Сульфуру(IV)

Цей ступінь окиснення халькогени виявляють в оксидах, гідроксидах, солях та галогенідах.

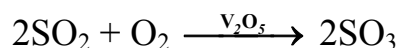
$\text{SO}_2$  – безкольоровий прозорий газ з різким характерним запахом. Молекула має кутову будову.  $\text{SeO}_2$  та  $\text{TeO}_2$  – тверді речовини, що мають полімерну структуру.



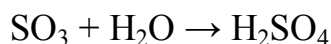
#### 4.2.3 Сполуки халькогенїв у ступенї окиснення «+6»

Цей ступїнь окиснення є дуже стїйким, вїн виявляється в оксидах, гїдроксидах, солях та деяких галоген ангїдридах.

Сульфур(IV) оксид (SO<sub>3</sub>) добувають спалюванням сульфур(VI) на каталїзаторї:



При взаємодїї халькогенїв(VI) оксидїв з водою утворюються вїдповїднї гїдроксиди, наприклад:



H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – сульфатна або сїрчана кислота – важка маслоподїбна рїдина, t<sub>плав.</sub> = 10,4°C.

H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub> – селенатна кислота – бїла кристалїчна речовина, t<sub>плав.</sub> = 62,4°C

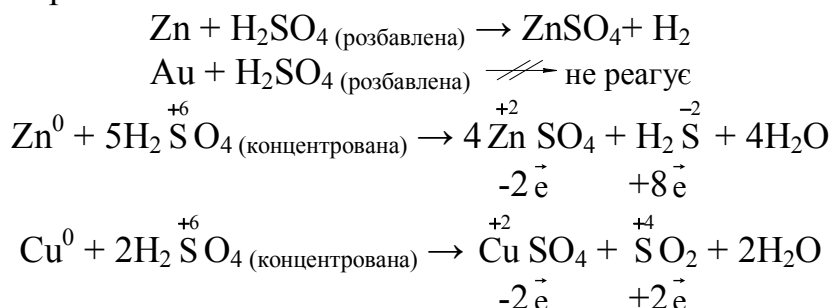
H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub> – телуратна кислота – бїла кристалїчна речовина, добре розчина у водї.

Таблиця 4.4.

#### Властивостї оксигенвмїсних кислот халькогенїв(VI)

<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	сильнї кислоти	↓	окислювальнї властивостї посилнюються	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{HCl} \not\rightarrow$
<b>H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub></b>				$\text{H}_2\text{SeO}_{4(\text{конц})} + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 +$
<b>H<sub>6</sub>TeO<sub>6</sub></b>	Дуже слабка кислота		Окислювальнї властивостї дуже слабкї	

В залежностї вїд концентрацїї сульфатна кислота може по рїзному взаємодїяти з металами рїзної активностї.



Взаємодїя сульфатної кислоти з водою супроводжується вїдїленням великої кїлькостї тепла за рахунок утворення гїдратїв. Тому при змїшуваннї H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> з водою необхідно додавати кислоту до води!

Сульфатна кислота утворює два типи солей: гїдроген сульфати та сульфати. Вїдношення до води сульфатїв наведено на схемї:

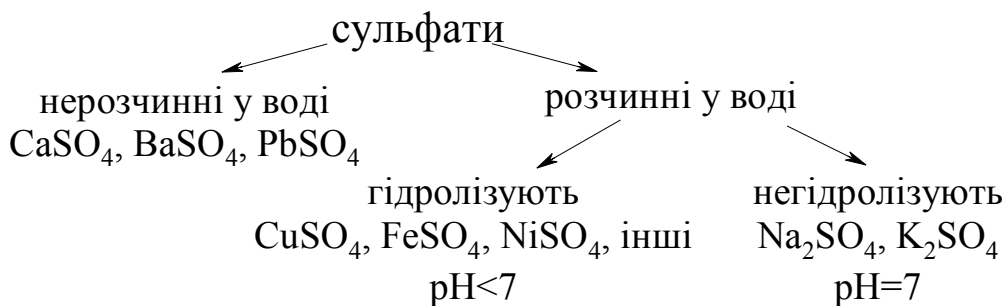
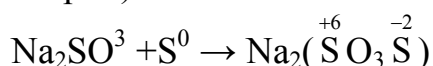
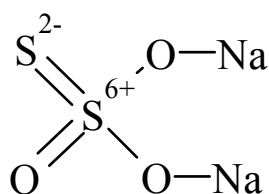
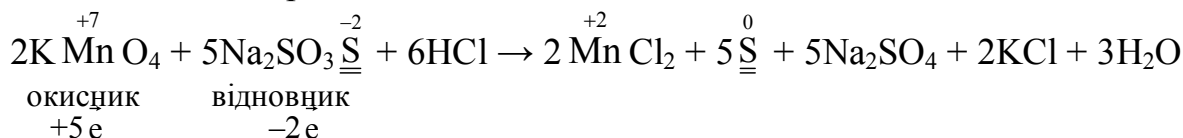


Схема 2.4 – Відношення сульфатів металів до води.

При нагріванні розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  з порошком сірки утворюється натрій тіосульфат (сульфідотриоксосульфат(VI) натрію)

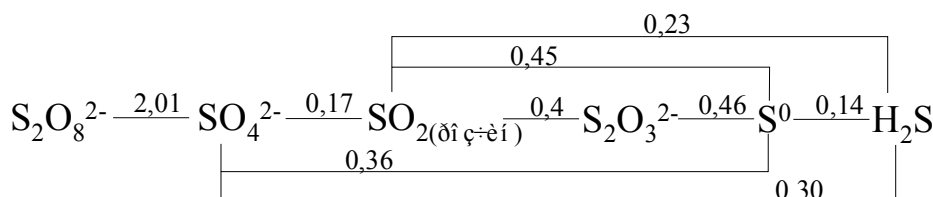


Натрій тіосульфат містить два атоми Сульфуру з різними ступенями окиснення «+6» «-2». В наслідок цього ця сполука може виявляти як окисні так і відновні властивості. Наприклад:

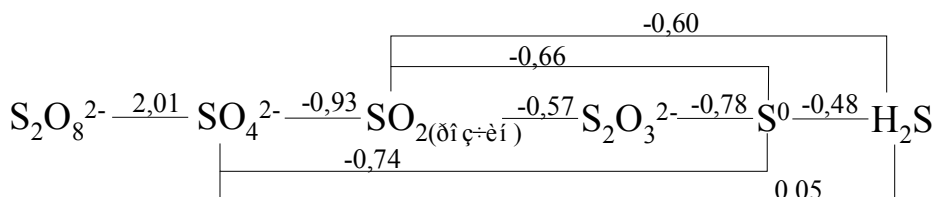


Добавить описание Куда перенести???

E, B; pH = 0



E, B; pH = 14



### Завдання для самоконтролю

Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються при розчиненні у воді сполук; Яка реакція середовища буде у кожному випадку?

- |   |   |
|---|---|
| 76. $\text{SO}_2, \text{K}_2\text{SO}_3$ ;                      | 81. $\text{SO}_2\text{Cl}_2, (\text{NH}_4)_2\text{S}$ ; |
| 77. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, \text{Na}_2\text{SO}_3$ ; | 82. $\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{NaHSO}_3$ ;          |
| 78. $\text{K}_2\text{S}, \text{H}_2\text{S}$ ;                  | 83. $\text{FeSO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;           |
| 79. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, \text{SO}_3$ ;                 | 84. $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{NaHSO}_3$ ;           |
| 80. $\text{K}_2\text{SeO}_3, \text{H}_2\text{SeO}_3$ ;          | 85. $\text{CuSO}_4, \text{SOCl}_2$ ;                    |

86. Закінчіть рівняння реакцій:

87. а)  $P_2O_5 + K_2O \rightarrow$  б)  $SO_2 + H_2S \rightarrow$   
 88. а)  $BaO_2 + HCl \rightarrow$  б)  $P_2S_3 + Na_2S \rightarrow$   
 89. а)  $Cu^+ + H_2SO_4 \text{ (розв.)} \rightarrow$  б)  $H_2S + MnO_4^- + H^+ \rightarrow$   
 90. а)  $Na_2SO_3 + S \rightarrow$  б)  $SO_2Cl_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$   
 91. а)  $S + NaOH \xrightarrow{t^{\circ}}$  б)  $MnO_4^- + H_2S + H^+ \rightarrow$   
 92. а)  $Cu^+ + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$  б)  $H_2O_2 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow$   
 93. а)  $Cr_2O_7^{2-} + SO_2 + H_2O \rightarrow$  б)  $Na_2S + KMnO_4 + HCl \rightarrow$   
 94. а)  $MnO_4^- + SO_2 + H_2O \rightarrow$  б)  $PbO_2 + H_2O_2 \rightarrow$   
 95. а)  $Na_2S_2O_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow$  б)  $Na_2S + Al_2S_3 \rightarrow$   
 96. а)  $Ca + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$  б)  $SO_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$   
 97. а)  $H_2O_2 + As_2S_3 + NH_4OH \rightarrow$  б)  $Fe^{3+} + S^{2-} \rightarrow$   
 98. а)  $Na_2SO_3S + Cl_2 \text{ (надлишок)} + H_2O \rightarrow$  б)  $SOCl_2 + NaOH \rightarrow$   
 99. а)  $H_2O_2 + CrCl_3 + KOH \rightarrow$  б)  $Al + H_2SO_4 \text{ (розв.)} \rightarrow$   
 100. а)  $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow$  б)  $SOF_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$   
 101. а)  $Fe + H_2SO_4 \text{ (розв.)} \rightarrow$  б)  $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$   
 102. а)  $PbO_2 + HCl \text{ (конц.)} \rightarrow$  б)  $FeS_2 + HNO_3 \text{ (конц.)} \rightarrow$   
 103. а)  $(NH_4)_2S_2O_8 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow$  б)  $Fe + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow$   
 104. а)  $Na_2S + P_2S_3 \rightarrow$  б)  $SO_2 + Zn + HCl \rightarrow$   
 105. а)  $SO_3^{2-} + MnO_4^- + OH^- \rightarrow$  б)  $CS_2 + Na_2S \rightarrow$   
 106. а)  $H_2S + SO_2 \rightarrow$  б)  $S_2O_3^{2-} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow$

107. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:

108.  $ZnS \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnS$   
 109.  $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow ZnS$   
 110.  $ZnS \rightarrow SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$   
 111.  $S \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$   
 112.  $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_3 \rightarrow CaCl_2$   
 113.  $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \rightarrow Ca(HSO_4) \rightarrow CaSO_4$   
 114.  $S \rightarrow H_2S \rightarrow (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2S_n \rightarrow H_2S \rightarrow S$   
 115.  $H_2S \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow As_2S_3$   
 116.  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_2O_6$   
 117.  $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow SO_2$   
 118. В 1 л води розчинили 67,2 л  $SO_2$  (н.у.). Визначить масову частку  $SO_2$  у розчині  $H_2SO_3$ .  
 119. Скільки мл 2 н. розчину  $KOH$  необхідно для нейтралізації продуктів гідролізу 5,4 г  $SO_2Cl_2$ ?  
 120. Повне знебарвлення 20 мл сульфатнокислого  $KMnO_4$  з концентрацією 0,02 моль/л потребує такий же об'єм розчину  $H_2O_2$ . Розрахувати молярність розчину  $H_2O_2$ . Який об'єм кисню при цьому утвориться (н.у.)?  
 121. 1,6 г розчину  $H_2O_2$  виділили з сірчанокислого розчину  $KI$  0,6 г йоду. визначити масову частку  $H_2O_2$  у розчині.  
 122. За добуток розчинності  $BaSO_4$  розрахуйте в якому об'ємі міститься 0,1 г та 0,1 моль цієї солі.

123. Визначити об'єм 0,1 М розчину сульфідної кислоти, який може відновити 200 мл 0,01 н. розчину калій хлорату у сірчанокиислому розчині.

## 5. d-ЕЛЕМЕНТИ VI, VII ГРУПИ. МАНГАН, ХРОМ

Таблиця 5.1.

Деякі властивості Мангану та Хрому

	<b>Mn</b>	<b>Cr</b>
Радіус атома, Å	1,35	1,27
Енергія іонізації, eV	7,44	6,77
Електронегативність	1,55	1,66

Таблиця 5.2.

Знаходження сполук Мангану та Хрома у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
<b>Mn</b>	$3,2 \cdot 10^{-2}$	Піролюзит $MnO_2 \cdot nH_2O$ , родоніт $MnSiO_3$ , MnS марганцевий блиск, манганіт $MnOOH$ , гаусманніт $Mn_3O_4$ , родохрозит, марганцевий шпат $MnCO_3$ , брауніт $Mn_2O_3$ та інші
<b>Cr</b>	$8 \cdot 10^{-3}$	крокоїт $PbCrO_4$ , хромистий залізняк $FeO \cdot Cr_2O_3$ , хроміста слюда

Таблиця 5.3

Відношення металічних марганцю та хрому до деяких простих речовин

	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>P</b>	<b>F<sub>2</sub></b>	<b>Hal<sub>2</sub></b>	<b>S</b>	<b>Si</b>
<b>Mn</b>	MnO, MnO <sub>2</sub> , Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	MnP, Mn <sub>4</sub> P, Mn <sub>2</sub> P, MnP <sub>3</sub>	MnF <sub>2</sub> , MnF <sub>3</sub>	MnHal <sub>2</sub>	MnS, MnS <sub>2</sub>	MnSi, MnSi <sub>2</sub>
<b>Cr</b>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cr <sub>3</sub> P	CrF <sub>4</sub> , CrF <sub>5</sub>	CrHal <sub>3</sub> , CrHal <sub>2</sub>	Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Cr <sub>3</sub> Si

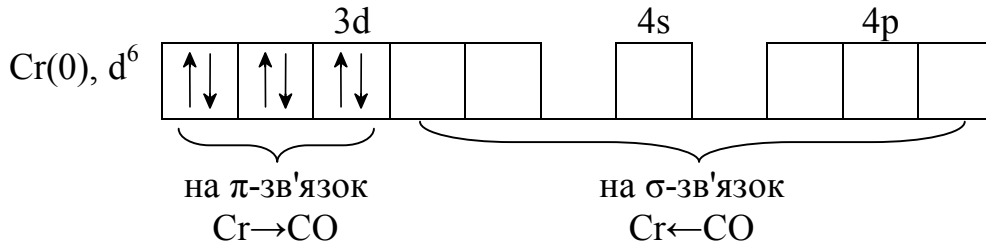
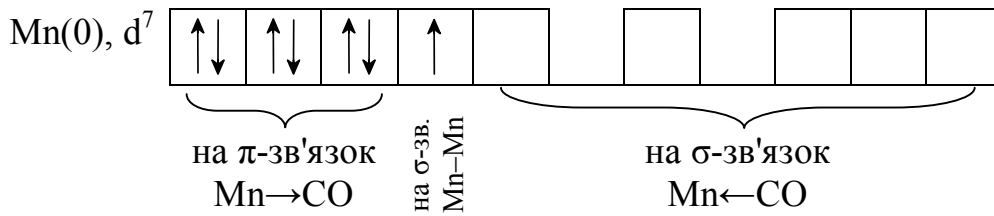
Таблиця 5.4

Відношення металічних марганцю та хрому до води та деяких кислот

	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>HHal</b>	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.)</b>	<b>HNO<sub>3</sub> (конц.)</b>
<b>Mn</b>	Mn(OH) <sub>2</sub>	Mn <sub>3</sub> N <sub>2</sub> , Mn <sub>5</sub> N <sub>2</sub>	MnHal <sub>2</sub>	MnSO <sub>4</sub> + SO <sub>2</sub>	
<b>Cr</b>	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrN <sub>2</sub>	CrHal <sub>3</sub>	пасивує	пасивує

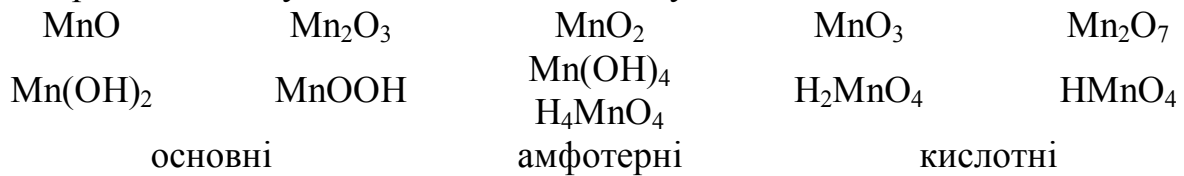
Манган та Хром у нульовому ступені окиснення утворюють сполуки з карбон(II) оксидом - карбоніли:



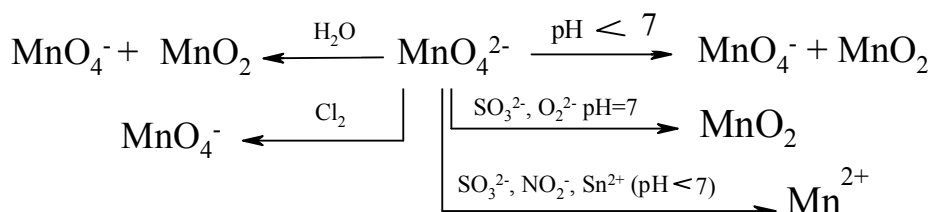
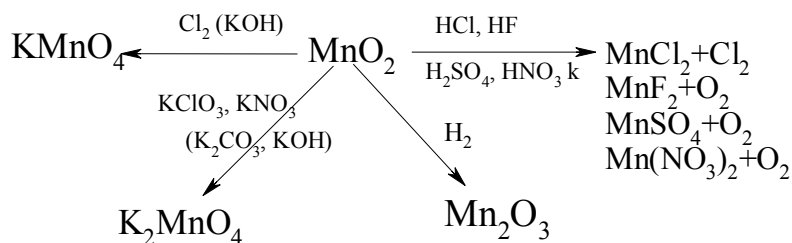
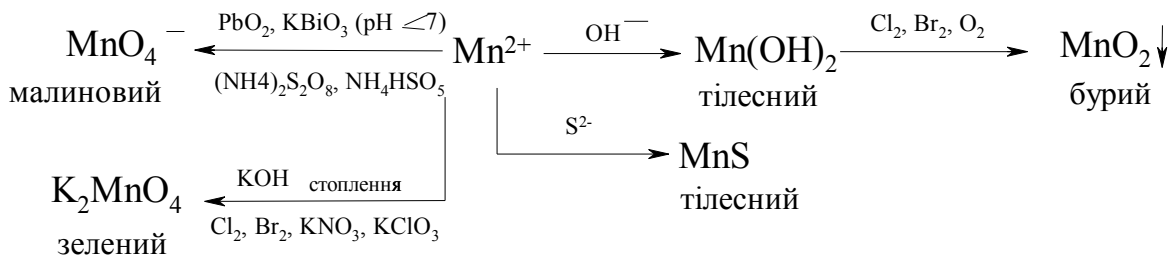


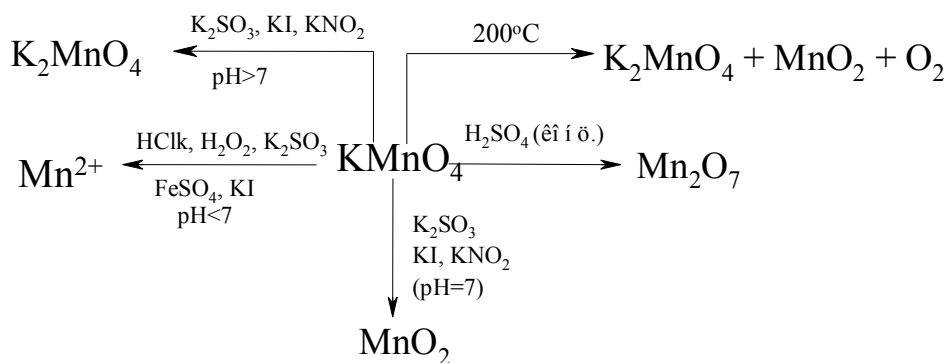
### 5.1. Властивості оксидів та гідроксидів Мангану

Манган утворює оксиди з різними ступенями окиснення. Цим оксидам відповідають гідроксиди і, якщо зіставити їх властивості, легко дійти висновку, що зі зростанням ступеня окиснення збільшується кислотні властивості

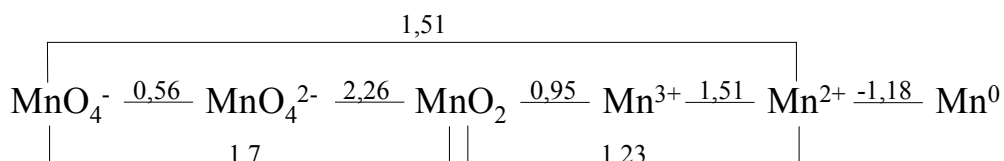


—————>  
кислотні властивості посилюються

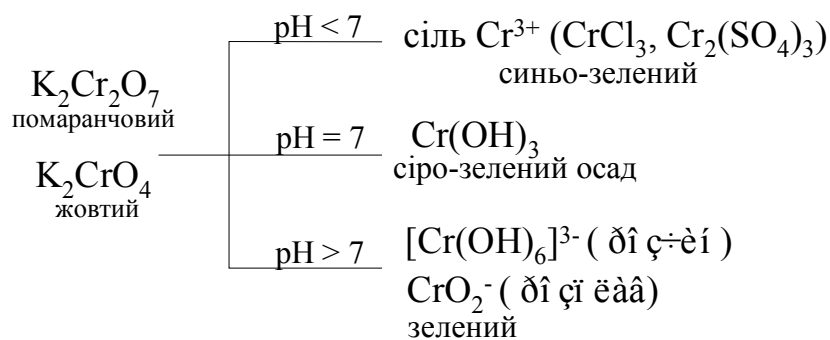
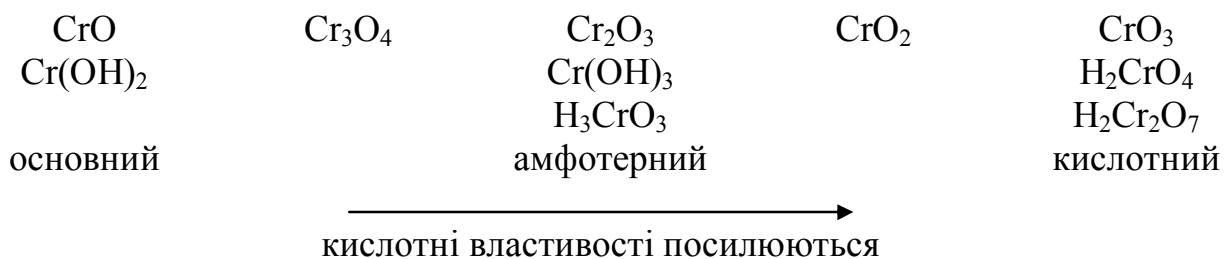




E, B pH = 0



## 5.2. Властивості оксидів та гідроксидів Хрому

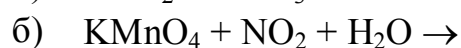
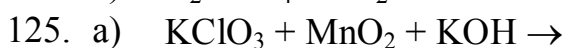
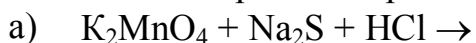


E, B; pH=0

E, B; pH=14

### Завдання для самоконтролю

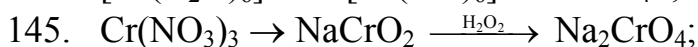
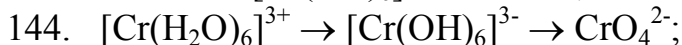
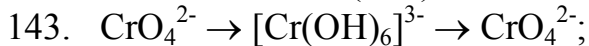
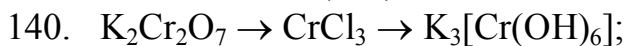
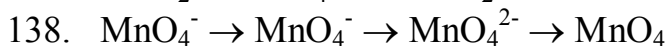
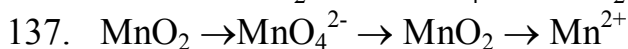
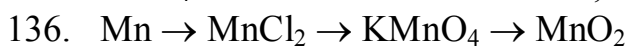
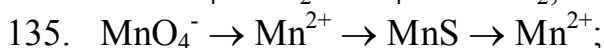
124. Закінчіть рівняння реакцій:





126. а)  $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$  б)  $\text{Mn}^{2+} + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$   
 127. а)  $\text{KMnO}_4 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$  б)  $\text{MnO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow$   
 128. а)  $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$  б)  $\text{MnCl}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$   
 129. а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  б)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaNO}_3 \xrightarrow{\text{стоп.}}$   
 130. а)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$  б)  $\text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 131. а)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow$  б)  $\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow$   
 132. а)  $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- + \text{Br}_2 + \text{OH}^- \rightarrow$  б)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$   
 133. а)  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{ао}^{\text{д}}}$  б)  $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

134. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:



146. Розрахуйте, скільки грамів калій нітриту можна окислити у сульфатокислому середовищі 30 мл розчину калій перманганату з молярною концентрацією еквівалента 0,09 моль/л.

147. Розрахуйте об'єм газу (н.у.), який виділиться при змішуванні  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  з 1 л 36% розчину  $\text{HCl}$  (густина 1,18 г/см<sup>3</sup>). Скільки грамів оксиду для цього потрібно?

148. Скільки грамів йоду виділиться при взаємодії у сульфатокислому розчині між  $\text{KI}$  та 150 мл 6% розчину  $\text{KMnO}_4$ .

149. Яку кількість калій манганату можна одержати із 100кг піролюзіта, який містить 87 %  $\text{MnO}_2$ , якщо вихід 60% від теоретичного?

150. Скільки калій перманганату потрібно для окислення 8 г ферум(II) сульфату в нейтральному середовищі та в кислому середовищі

151. Визначте, яка маса хром(III) оксиду утворюється при нагріванні 50,4 г амоній дихромату?

152. Який об'єм розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  ( $\rho=1,112\text{г/мл}$ ) з масовою часткою 30% потрібен для одержання 50 г пероксиду хрому  $\text{CrO}_5$  з хромату калію в сульфатнокислому середовищі?

153. До водного розчину, який містить хром(III) хлорид масою 3,17 г, долили розчин, який містить калій сульфід масою 3,85 г. Яка речовина випала в осад? Визначити масу осаду.

154. Який об'єм розчину  $K_2Cr_2O_7$  з молярною концентрацією еквівалента 0,2 моль/л слід додати до підкисленого сульфатною кислотою розчин KI для виділення 0,01 моля йода?
155. Скільки літрів гідроген сульфід (н.у.) потрібно для відновлення в сульфатокислому розчині 100 мл 5%-ного розчину  $K_2Cr_2O_7$  ( $\rho=1,04$  г/см<sup>3</sup>).

## Розчинність деяких солей у воді

	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Sn <sup>4+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Sb <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Al <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>	р	р	р	-	м	р	н	н	н	н	н	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н
F <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	м	н	р	м	м	н	р	н	н	р	р	р	м	н	р	н	р	м
Cl <sup>-</sup>	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	-	р	р	р	р	р
I <sup>-</sup>	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р	-	м	р	н	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	н	м	р	м	н	н	н	н	н	н	р	н	н	н	н	н	н	-	н	-
AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	р	р	р	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н	м	н	-	н	-	н	н	н	н	н
AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	р	р	р	н	-	р	р	-	-	н	н	н	н	м	н	-	-	-	н	н	-	-	-
CN <sup>-</sup>	р	р	р	н	р	р	р	н	р	н	-	н	м	р	н	-	-	н	-	-	-	-	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	-	-	-	н	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	н	м	н	р	м	-	-	р	н	н	м	н	-	-	-	р	-	н	н	р
IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	н	-	н	р	м	м	-	м	-	н	-	м	-	-	-	-	-	-	н	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р	р	р	р	р
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	н	н	н	р	-	м	-	-	н	н	н	н	-	-	н	-	-	-	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	м	м	н	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р
SCN <sup>-</sup>	р	р	р	н	р	р	р	р	м	р	н	р	р	р	р	-	-	р	р	-	р	-	р
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	н	-	-	н	н	-	н	-	н
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	р	р	р	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	-	н	н	н	-	н	н	н

## Умовні позначення:

«р» – розчинні сполуки

«м» – малорозчинні сполуки

«н» – нерозчинні сполуки

«-» – сполуки не існують або розкладаються водою

(&gt; 1 г на 100 мл води)

(0,1-1 г на 100мл води)

(0,001-0,1 г на 100мл води)

Таблиця 2

## Найважливіші окисники

Окисник	Іон або група окисник	середовище	Відновна форма
<b>VIII група ПС</b>			
$K_2FeO_4$	$FeO_4^{2-}$	кисле	Сіль $Fe^{+3}$ з кислотою, що була взята для підкислення
	-	Лужне нейтральне	$Fe(OH)_3$
Сполуки $Fe(III)$ (сіль $Fe^{+3}$ , оксиди, $Fe(OH)_3$ )	$Fe^{3+}$	кисле	Сіль $Fe^{+2}$
	-	нейтральне	$Fe(OH)_2$ , або сіль $Fe^{+3}$
$Me_2O_3, MeOOH$ [ $Me=Co, Ni$ ]	-	кисле	Сіль $Me^{+2}$
<b>VII група ПС</b>			
$KMnO_4$	$MnO_4^-$	кисле	Сіль $Mn^{+2}$ з кислотою, що була взята для підкислення
	$MnO_4^-$	нейтральне	$MnO_2$
	$MnO_4^-$	лужне	$K_2MnO_4$
$K_2MnO_4$	$MnO_4^{2-}$	кисле	Сіль $Mn^{+2}$ з кислотою, що була взята для підкислення
	$MnO_4^{2-}$	нейтральне	$MnO_2$
$MnO_2$	-	кисле	Сіль $Mn^{+2}$ з кислотою, що була взята для підкислення
$KClO$	$ClO^-$	Будь-яке	$KCl$
$KClO_2$	$ClO_2^-$		
$KClO_3$	$ClO_3^-$		
$KClO_4$	$ClO_4^-$		
$KGO_n$ ( $n=1-4$ , $G = Br, I$ )	$GO_n^-$	Будь-яке	Частіше – $G_2$ або $G^{-1}$ (наприклад: $HCl, KCl$ )
$G_2$ ( $G = F, Cl, Br, I$ )	-	Будь-яке	$2G^{-1}$ (наприклад: $HCl, KCl$ )
<b>VI група ПС</b>			
$K_2CrO_4$ $K_2Cr_2O_7$	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	кисле	Сіль $Cr^{+3}$ з кислотою, що була взята для підкислення
	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	нейтральне	$Cr(OH)_3$
	$CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}$	Лужне( $KOH$ )	в розчині - $K_3[Cr(OH)_6]$ , в розплаві – $KCrO_2$
$H_2SO_4$ (концентрована)	$SO_4^{2-}$	кисле	$SO_2$
	$SO_4^{2-}$		$H_2S$ (при взаємодії з сильними відновниками)
$H_2SeO_4$	$SeO_4^{2-}$	кисле	$SeO_2$
$(NH_4)_2S_2O_8$ (пероксосульфат) $(NH_4-SO_3-O^I-O^I-SO_3-NH_4)$	$S_2O_8^{2-}$ пероксогрупа	Будь-яке	$(NH_4)_2SO_4$
$H_2O_2, Na_2O_2$	пероксогрупа	Будь-яке	$H_2O, NaOH$
$O_2$	-	Будь-яке	$O^{-2}$ (в складі сполук: $H_2O$ , оксиди, гідроксиди та ін)
$S^0$	-	Будь-яке	$S^{2-}$ (в складі $H_2S$ або її солей)
<b>V група ПС</b>			
$HNO_3$ концентрована	$NO_3^-$	кисле	$NO_2$
$HNO_3$ розведена	$NO_3^-$	кисле	$NO$
$NaNO_2, KNO_2$	$NO_2^-$	кисле	$NO$
$NaNO_3, KNO_3$	$NO_3^-$	Лужне( $KOH$ )	$NaNO_2, KNO_2$
$NaBiO_3$	-	кисле	Сіль $Bi^{3+}$ з кислотою, що була взята для підкислення
$P$	-	Будь-яке	$PH_3$
<b>IV група ПС</b>			
$PbO_2$ $Pb_3O_4$ – (сурик $Pb_2PbO_4$ )	-	кисле	Сіль $Pb^{2+}$ з кислотою, що була взята для підкислення
	$[Pb(OH)_6]^{2-}$ $(PbO_3^{2-})$	Лужне( $KOH$ )	в розчині - $K_2[Pb(OH)_4]$ , в розплаві – $K_2PbO_2$
<b>III група ПС</b>			
Сполуки $Hg(II)$	-	Будь-яке	Сполуки $Hg(I)$ : сіль або $Hg_2O$
Сполуки $Hg(I)$	-	Будь-яке	$Hg^0$
<b>I група ПС</b>			
Сполуки $Cu(II)$	-	Будь-яке	Соли $Cu^{1+}$ або $Cu_2O$
	-		$Cu^0$
Сполуки $Ag(I)$	-	Будь-яке	$Ag^0$
Сполуки $Au(III)$	-	Будь-яке	Сполуки $Au(I)$
	-		$Au^0$

Таблиця 3

## Найважливіші відновники

Відновник	Іон, молекула або група відновник	середовище	Окисна форма	
<b>VIII група ПС</b>				
Сполуки Fe(II) (сіль $Fe^{2+}$ , оксиди, $Fe(OH)_2$ )	$Fe^{2+}$	кисле	Сіль $Fe^{3+}$ з кислотою, що була взята для підкислення	
	-	лужне,	$Fe(OH)_3$	
Солі $Co^{+2}$ , $Ni^{+2}$	$Co(OH)_2$ , $Ni(OH)_2$	лужне	$Co(OH)_3$ $Ni(OH)_3$	
<b>VII група ПС</b>				
$H_2$	-	Будь-яке	$2H^+$ : в складі $H_2O$	
HCl концентрована	Cl <sup>-</sup>	кисле	$Cl_2$	
HBr (KBr)	Br <sup>-</sup>	Будь-яке	$Br_2$	
HI (KI)	I <sup>-</sup>	Будь-яке	$I_2$	
$I_2$	-	Нейтральне	$HI O_3$	
	-	Лужне (KOH)	$KIO_3$	
Сіль $Mn^{2+}$	$Mn^{2+}$	Нейтральне	$MnO_2$	
	$Mn(OH)_2$	Лужне (KOH)	$K_2MnO_4$	
	$Mn^{2+}$	кисле	$KMnO_4$ (з дуже сильними окисниками)	
$K_2MnO_4$	$MnO_4^-$	кисле	$KMnO_4$	
<b>VI група ПС</b>				
$H_2S$ (солі $S^{2-}$ )	-	Будь-яке	$S^0$	Із збільшенням сили окисника
	-		$H_2SO_4$ $K_2SO_4$	
Сполуки S(IV) : ( $SO_2$ , $H_2SO_3$ , $K_2SO_3$ )	кисле- $H_2SO_3$ лужне- $SO_3^{2-}$	Будь-яке	$H_2SO_4$ $K_2SO_4$	
$Na_2S_2O_3$ ( $Na_2SO_3S^{2-}$ - тиосульфат)	$S_2O_3^{2-}$	Будь-яке	Частіше $S^0$ або $Na_2SO_4$	
S (у розчині)	-	Будь-яке	$H_2SO_4$ , $K_2SO_4$	
	-		$H_2SO_3$ , $K_2SO_3$	
Сполуки Cr(III): (сіль $Cr^{3+}$ , $Cr(OH)_3$ , $K[Cr(OH)_4]$ )	$[Cr(OH)_4]^{2-}$	лужне (KOH)	$K_2CrO_4$	
	$Cr^{3+}$	кисле	$K_2Cr_2O_7$ (з дуже сильними окисниками)	
$H_2O_2$	пероксогрупа	Будь-яке	$O_2$	
<b>V група ПС</b>				
$KNO_2$ , $NaNO_2$	кисле- $HNO_2$ лужне- $NO_2^-$	Будь-яке	$KNO_3$ , $NaNO_3$	
$NH_3$	-	Будь-яке	$N_2$	
$N_2H_4$ , $N_2H_6SO_4$	-	Будь-яке	$N_2$	
$NH_2OH$	-	Будь-яке	$N_2$	
$H_3PO_3$ , $K_2HPO_3$ $PH_3$ $H_3PO_2$ , $KH_2PO_2$	-	кисле	$H_3PO_4$	
	-	лужне	$K_3PO_4$	
P (у розчині)	-	кисле	$H_3PO_4$	
	-	лужне	$K_3PO_4$	
<b>IV група ПС</b>				
Сполуки Sn(II): (Сіль $Sn^{2+}$ , $SnO$ , $Sn(OH)_2$ , $K_2[Sn(OH)_4]$ )	$Sn^{2+}$	кисле	Сіль $Sn^{4+}$	
	$[Sn(OH)_4]^{2-}$	лужне	в розчині – $K_2[Sn(OH)_6]$ , в розплаві – $K_2SnO_3$	
	-	Кисле	$CO_2$	
<b>Метали</b>				
$Me^0$	-	Кисле	Сіль $Me^{+n}$ з кислотою, що була взята для підкислен-	
Амфотерні метали (Be, Zn, Al, Sn, Pb, Cr, Sb то- що)	-	Кисле	Сіль $Me^{+n}$ з кислотою, що була взята для підкислен-	
	-	лужне	гідроксокомплекс більш стійкого ступеня окиснення Me	

## ЛІТЕРАТУРА:

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Ірпінь: Перун, 1998. - 480 с.
2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. – Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.: Либідь, 1996. - 152 с.
5. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна та неорганічна хімія: задачі та вправи. – К.: Либідь, 2001. - 400 с.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высш. шк., 2008. – 745 с.
7. Некрасов Б.В. Основы общей химии. Том 1. – М.: Химия, том 1, 1974. – 656 с.
8. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1981. – 328 с.
9. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии.– М.: Химия, 1984. - 224 с.
10. Ремсен Э.Н. Начала современной химии. – Л.: Химия, 1989. – 784 с.