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 І 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 І курсу спеціальностей напряму «Хімічна технологія» заочної форми навчання

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

Дніпропетровськ ДВНЗ УДХТУ 2013

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 І 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 І 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 60х84 1/16. Папір ксероксний. Друк різограф.
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 галогені……..
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, моляльність 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 ω (омега) зазвичай виражають у долях одиниць або у відсотках.

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

$$C_M = \frac{\upsilon_р}{V}.$$

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

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

$$C_Н = \frac{n_{ек}}{V}.$$

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

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

де $m_{речовини}$ − маса речовини,

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

Молярна маса еквіваленту елемента – це така кількість елементу, 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:

Густину (ρ) 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 HNO_3 (ρ=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 (ρ=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:

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

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

Відповідь: 1,427 М, 1,427 н.

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

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

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

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 H_2SO_4 з молярною концентрацією 6 моль/л необхідний для повною нейтралізації 4,5 г КОН.

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

$$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O.$$

Виходячи з того, що рівняння реакції вказує на мольні співвідношення реагуючих речовин, знайдемо кількість молів КОН:

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

отже кількість молей сульфатної кислоти:

$$\nu(H_2SO_4) = 2\nu(KOH).$$

Знаючи молярну концентрацію знайдемо об'єм кислоти необхідний для взаємодії з КОН:

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

Відповідь: 13,4 мл.

Завдання для самоконтролю

1. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 25 г NaCl та 275 г води (ρ = 1,056 г/мл).
2. Визначити відсотковий вміст речовини та молярну концентрацію розчину, що містить 100 г K_2CO_3 та 400 г води (ρ = 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 (ρ = 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 (ρ = 1,13 г/мл).
6. Визначити молярну концентрацію та молярну концентрацію еквіваленту 21%-вого розчину нітратної кислоти (ρ = 1,12 г/мл).
7. Визначити молярну концентрацію еквіваленту та масову частку розчину ортофосфатної кислоти з молярною концентрацією 1,78 моль/л (ρ = 1,089 г/мл).
8. Який об'єм 10,5%-ного розчину HCl (ρ = 1,05 г/мл) необхідний для взаємодії з 50 г $CaCO_3$?
9. Який об'єм 0,5 М 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 (ρ = 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 (α).

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

Електроліти	
Сильні електроліти α >30%	**Слабкі електроліти** α < 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 «→» – майже повний розклад електроліту на іони. Наприклад:

$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$; $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$; $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$;

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$; $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$; $AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$.

У випадку слабкого електроліту вказують дві стрілочки «⇄» – частковий розклад електроліту на іони.

$HClO \rightleftarrows H^+ + ClO^-$; $NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$.

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

I. $H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$; I. $Ni(OH)_2 \rightleftarrows NiOH^+ + OH^-$;

II. $HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$. II. $NiOH^+ \rightleftarrows Ni^{2+} + OH^-$.

За дисоціації кислих і основних солей крім катіонів металів й аніонів кислотних залишків у розчинах утворяться ще, відповідно, протони H^+ та іони OH^-. Наприклад, у розчині кислої солі − калій гідрогенкарбонату:

$$KHCO_3 \rightarrow K^+ + HCO_3^-;$$
$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}.$$

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

$$CuOHNO_3 \rightarrow CuOH^+ + NO_3^-;$$
$$CuOH^+ \rightleftarrows Cu^{2+} + OH^-.$$

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:

$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl,$$

а в молекулярно-іонному вигляді:

$$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-,$$
$$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow.$$

Як видно з цього рівняння, суть цієї реакції зводиться до взаємодії іонів Al^{3+} і 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:

$$NaCl + KNO_3 \rightarrow NaNO_3 + KCl,$$
$$Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- \neq Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-.$$

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 таки реакції мають назву іонно-обмінних. Таки реакції стають необоротними, якщо у взаємодію вступають сильні електроліти, а продуктами їх взаємодії є або осади:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3,$$
$$Ba^{2+} + 2NO_3^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2NO_3^-,$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow,$$

або газоподібні речовини:

$$Na_2S + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2S\uparrow,$$
$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow,$$
$$S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow,$$

або слабкі електроліти:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O,$$
$$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O.$$

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

$$CH_3COOH + NaOH \rightleftarrows CH_3COONa + H_2O,$$
$$CH_3COOH + OH^- \rightleftarrows CH_3COO^- + H_2O.$$

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) $Al(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$ б) $ZnS + HCl \rightarrow$
12. а) $Bi(NO_3)_3 + K_2S \rightarrow$ б) $K_2Se + H_2SO_{4(розв)} \rightarrow$
13. а) $CuCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$ б) $PbF_2 + HNO_3 \rightarrow$
14. а) $Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow$ б) $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$
15. а) $NiSO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$ б) $NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
16. а) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$ б) $Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
17. а) $CuSO_4 + KOH \rightarrow$ б) $FeS + HCl \rightarrow$
18. а) $Pb(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow$ б) $KCN + H_2SO_{4(розв)} \rightarrow$
19. а) $SnCl_2 + KI \rightarrow$ б) $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow$
20. а) $Sn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ б) $NH_4OH + MgCl_2 \rightarrow$

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:

$$H_2CO_3 + 2NaOH \rightleftarrows Na_2CO_3 + 2H_2O,$$
$$H_2CO_3 + 2OH^- \rightleftarrows CO_3^{2-} + 2H_2O.$$

Реакції гідролізу поділяють на оборотні та необоротні.

Гідроліз завжди проходить за іоном слабкого електроліту.

Розглянемо механізм гідролізу різних типів солей.

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

$Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$

I стадія $CO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$, лужне середовище (pH>7)

В молекулярному вигляді:

$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$;

II стадія $HCO_3^- + HOH \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$,

$NaHCO_3 + NaOH \rightleftarrows H_2CO_3 + NaOH$.

Зазвичай друга стадія та всі наступні стадії гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників. Сильніше гідролізує сіль більш слабкої кислоти. Чим менше $K_д$ 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.

$Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$,

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

В молекулярному вигляді:

$Al_2(SO_4)_3 + 2\ H_2O \rightleftarrows 2\ AlOHSO_4 + H_2SO_4$.

II стадія $AlOH^{2+} + HOH \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + H^+$,

$2\ AlOHSO_4 + 2\ H_2O \rightleftarrows (Al(OH)_2)_2SO_4 + H_2SO_4$.

III стадія $Al(OH)_2^+ + HOH \rightleftarrows Al(OH)_3 + H^+$,

$(Al(OH)_2)_2\ SO_4 + 2\ H_2O \rightleftarrows 2\ Al(OH)_3 + H_2SO_4$.

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

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

$NaCl + HOH \neq$ немає реакції, pH=7 середовище нейтральне.

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

Наприклад, $Al_2(CO_3)_3$.Такі солі гідролізують націло одразу (в одну стадію) та цей процес є необерненим:

$Al_2(CO_3)_3 + 6\ H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2CO_3$, pH≈7

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:

$$3Na_2CO_3 + Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3CO_2 + 3Na_2SO_4,$$

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3CO_2.$$

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) $FeCl_3$; б) $(NH_4)_2CO_3$;
22. а) Na_2S; б) $FeCl_3$;
23. а) $BeCl_2$; б) K_3PO_4;
24. а) $CuSO_4$; б) Na_2SO_3;
25. а) K_2SiO_3; б) $NiSO_4$;
26. а) $AlCl_3$; б) NH_4Cl;
27. а) Na_2CO_3; б) $CoBr_2$;
28. а) $Zn(NO_3)_2$; б) Al_2S_3;
29. а) NH_4F; б) $Pb(NO_3)_2$;
30. а) $FeSO_4$; б) Na_2SiO_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 відновнення.

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

$Fe^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$; $NO_2^- - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^-$;

$H_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2H^+$; $Sn^{2+} - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{4+}$.

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

$SO_4^{2-} + 8\bar{e} \rightarrow S^{2-}$; $Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag^0$;

$Br_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^-$; $NO_2^- + 1\bar{e} \rightarrow NO$.

Процес окиснення супроводжується збільшенням ступеня окиснення відповідних елементів, а відновнення, 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.

Окисник + $n\bar{e} \rightarrow$ відновник;

Відновник – $n\bar{e} \rightarrow$ окисник.

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. $HNO_{3(конц)}$ окиснює неметали в будь-якому ступені окиснення до відповідних оксигенвмісних кислот у вищому ступені окиснення.
2. Сполуки амфотерних металів у лужному середовищі утворюють гідроксокомплекси відповідних ступенів окиснення.
3. Речовини, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення, (H_2O_2, NO_2^-, SO_3^{2-}) виявляють окисно-відновну подвійність властивостей.
4. Sn, Sb, Ge тощо по відношенню до $HNO_{3(конц.)}$ поводять себе як неметали, тобто утворюють окисгенвмісні 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.

$$KMnO_4 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O;$$

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

$$K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + \overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O;$$

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 відновнення виходячи з кратного числа. Перевірте себе: число підкреслених атомів повинно бути однаковим.

$$2K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + 5Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + 5\overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O;$$

$+5\bar{e}$ $\quad$ $-2\bar{e}$

окисник $\quad$ відновник

кратне число = 10

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 (K_2SO_4, Na_2SO_4, H_2SO_4):

$$2K\overset{+7}{\underline{Mn}}O_4 + 5Na_2\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + 8H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{\underline{Mn}}SO_4 + 5\overset{0}{\underline{\underline{S}}} + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O;$$

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 відновнення надані у вигляді напівреакцій:

«окисна форма +nē = відновна форма».

Для кожної напівреакції наведені значення та знак стандартного окисно-відновного потенціалу E^0_{298} (φ^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 ΔE:

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

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, B; pH = 0

$$FeO_4^{2-} \xrightarrow{2,2} Fe^{3+} \xrightarrow{0,771} Fe^{2+} \xrightarrow{-0,44} Fe^0$$
$$\underbrace{\qquad\qquad\qquad\qquad}_{-0,04}$$

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 ($\Delta G^0_i = n_i \cdot F \cdot E_i$). Наприклад, відомі значення потенціалів для двох наступних напівреакції, а значення третьої необхідно розрахувати:

1) $Au^{3+} + 3\vec{e} = Au^0$ 1,5 В
2) $Au^{+} + 1\vec{e} = Au^0$ 1,68 В

3) $Au^{3+} + 2\vec{e} = Au^{+}$ **?**

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

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

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:

$$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow.$$

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

$$\overset{+1}{K_2}\overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7}\quad \overset{+2}{Fe}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4}$$

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 відновнення звертаючи увагу на середовище реакції:

$$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O;$$

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

$$K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7 + 6\overset{+2}{Fe}SO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow \overset{+3}{Cr}_2(SO_4)_3 + 3\overset{+3}{Fe}_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O;$$

$+6\bar{e}$ $\quad -1\bar{e}$

окисник відновник

$\longleftrightarrow$

кратне число = 6

Запишемо рівняння цієї реакції у молекулярно-іонному вигляді:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^{+} \rightarrow Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O.$$

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

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+} + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$; $\quad E^0_{298} = +1{,}33$ В (окисник)

$Fe^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{3+}$; $\quad E^0_{298} = +0{,}771$ В (відновник).

Визначимо можливість перебігу реакції за стандартних умов:

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

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:
    а) $Zn + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\quad$ б) $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
32. а) $K_2SO_3 + K_2CrO_4 + H_2O \rightarrow$ $\quad$ б) $KMnO_4 + P + KOH \rightarrow$
33. а) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ $\quad$ б) $Zn + Br_2 + KOH \rightarrow$

34. а) $H_2S + Br_2 + H_2O \rightarrow$ б) $Al+KNO_3 + KOH \rightarrow$
35. а) $KMnO_4 + Zn + H_2O \rightarrow$ б) $SO_2+ KClO_3 + H_2O \rightarrow$
36. а) $Cl_2 + Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$ б) $HNO_3 + Na_2S \rightarrow$
37. а) $KMnO_4 + Al + H_2SO_4 \rightarrow$ б) $NaClO + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow$
38. а) $KClO_4 + Zn + KOH \rightarrow$ б) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$
39. а) $Na_2CrO_4 + H_2O_2 + H_2O \rightarrow$ б) $AsH_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$
40. а) $KMnO_4 + Zn + H_2O \rightarrow$ б) $Na_2S + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

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 ($t = 37°C$, $p = 110$ кПа) та розчину калій броміду ($\omega = 20\%$, $\rho = 1{,}2$ г/мл) потрібні для утворення 1,5 кг брому.
43. Визначити об'єм нітроген(П) оксиду (20°С, 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°С, 93 кПа) виділиться за взаємодії концентрованої соляної кислоти з 10 кг манган(IV) оксиду.
46. Який об'єм сірководню (17°С, 98 кПа) треба пропустити через 1,8 л розчину йоду,$C_н = 0{,}1$ г-екв/л, для повного відновнення йоду.
47. Скільки мілілітрів розчину $K_2Cr_2O_7$ з молярною концентрацією 0,1 моль/л необхідно додати до підкисленого сульфатною кислотою розчину KJ 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 $CoCl_2$ 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 H_2O_2 ($\rho \approx 1$ г/мл) необхідно взяти для повного відновнення 500 мл 0,15 н. розчину калій перманганату у кислому середовищі?

3. p-ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ. ГІДРОГЕН. ГАЛОГЕНИ

3.1. Водень та сполуки Гідрогену

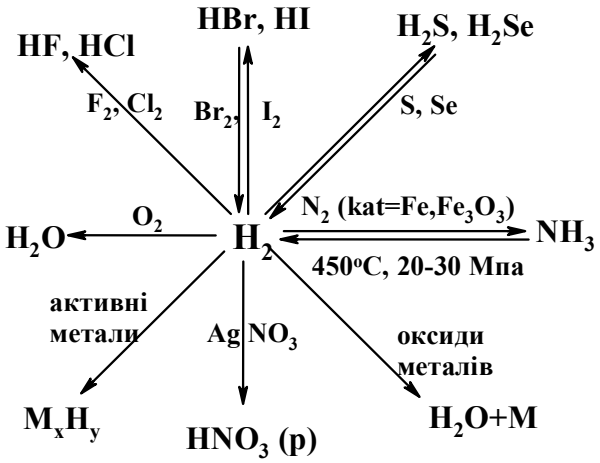


Рис. 3.1. Хімічні властивості водню

3.2. Сполуки галогенів

Таблиця 3.1.

Деякі властивості галогенів

	F	**Cl**	**Br**	**I**	**At**
Радіус атома, Å	0,71	1,07	1,19	1,36	–
Енергія іонізації, еВ	17,42	12,97	11,84	10,45	9,2
Спорідненість до електрону, еВ	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
F	$9{,}5\cdot10^{-2}$	плавіковий шпат (флюорит) CaF_2, кріоліт Na_3AlF_6, апатит $Ca_5(PO_4)_3(F,Cl)$,
Cl	0,013	NaCl, атакаміт $3Cu(OH)_2\cdot CuCl_2$, бишофіт $MgCl_2\cdot6H_2O$, карналліт $KCl\cdot MgCl_2\cdot6H_2O$, тахгідрит $CaCl_2\cdot2MgCl_2\cdot12H_2O$
Br	$3{,}7\cdot10^{-5}$	бромаргірит AgBr, емболіт Ag(Cl, Br)
I	$1{,}4\cdot10^{-5}$	лаутарит $Ca(IO_3)_2$, майерсіт $CuI\cdot4AgI$

3.2.1. Прості речовини

2. Хімічні властивості галогенів та їх сполук

Хімічні властивості фтору

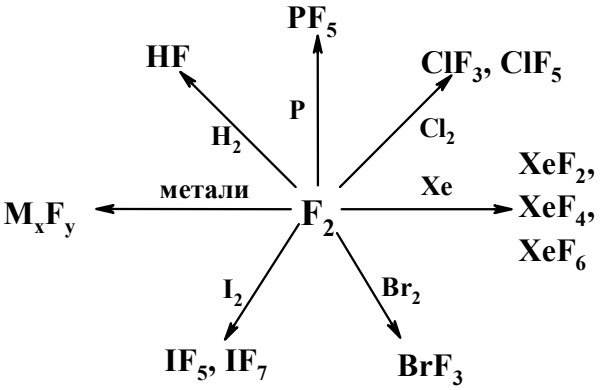


Схема 2.

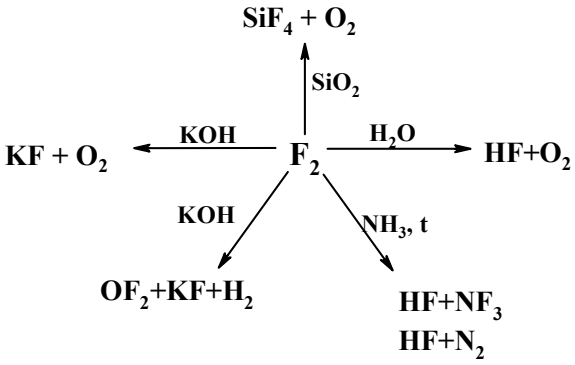


Схема 3.

Хімічні властивості хлору

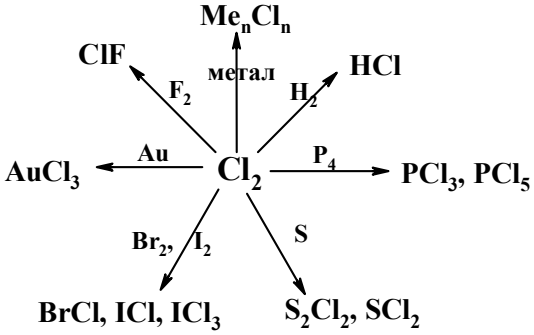


Схема 4.

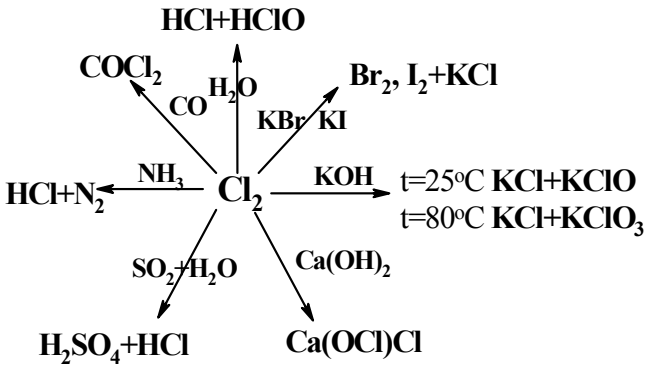
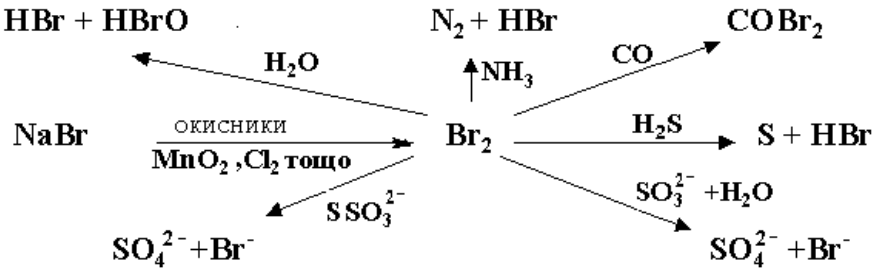


Схема 5.

Хімічні властивості брому

Схема 6.



Хімічні властивості йоду

Схема 7.

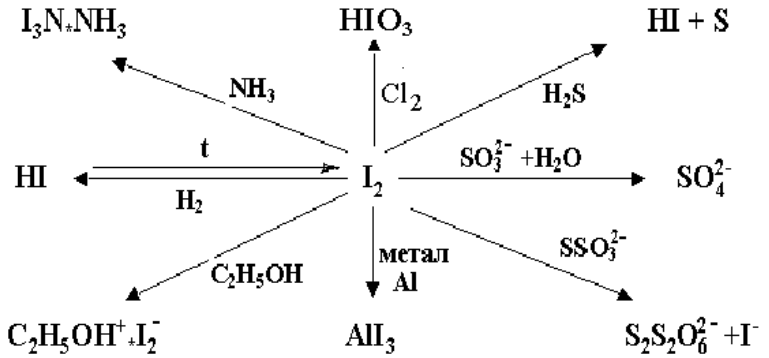
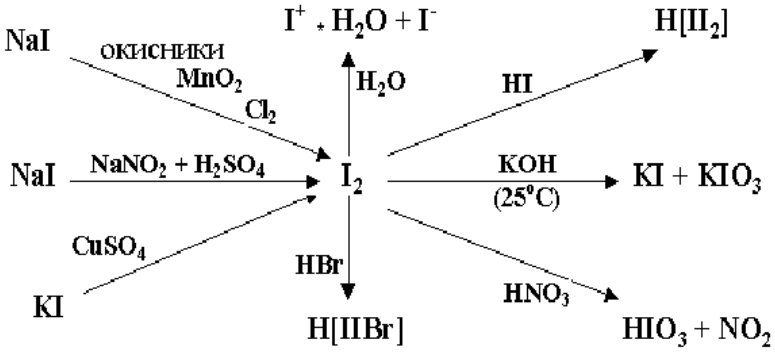


Схема 8.



3.2.2. Сполуки галогенів у ступені окиснення «–1»

Таблиця 3.

Деякі властивості гідрогенгалогенових кислот

	$K_д$	Сила кислот зростає	$t_{кипіння}$	дипольний момент	α, %
HF	$7{,}2\cdot10^{-4}$		19,5	1,86	10
HCl			–85,1	1,1	92,6
HBr			–66,8	0,79	93,5
HI			–35,4	0,38	95

Хімічні властивості гідрогенгалогенідів

Схема 9.

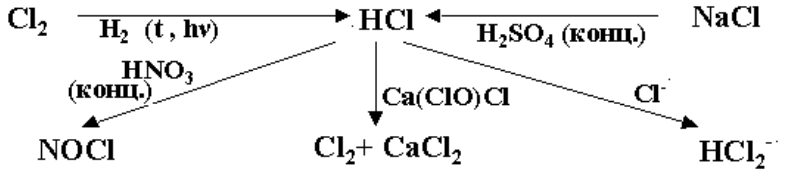
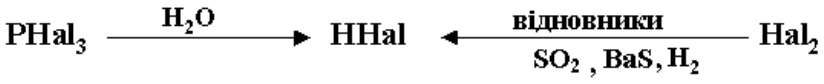


Схема 10.



Hal = Br, I

Схема 11.

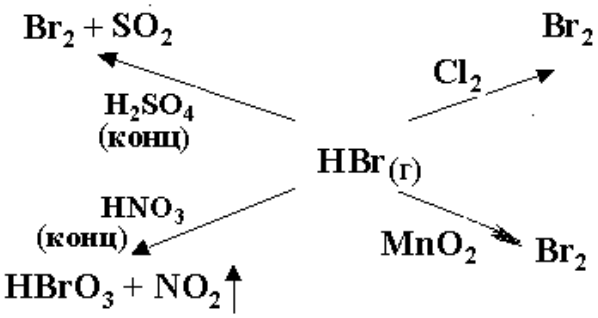
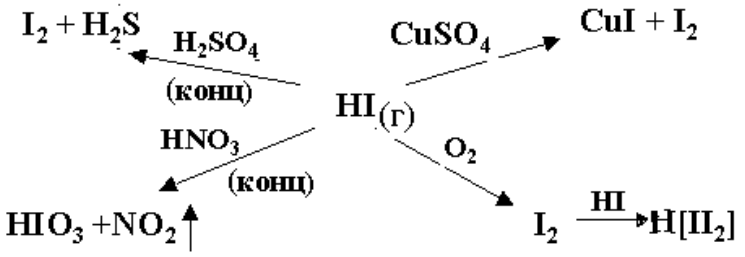


Схема 12



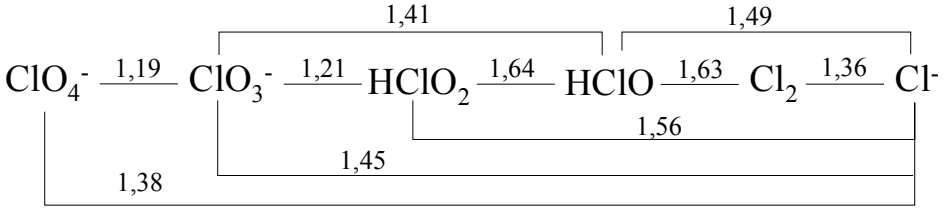
3.2.2. Сполуки галогенів у додатних ступенях окиснення

Кислота	$K_д$
HClO	$12{,}8\cdot10^{-8}$
$HClO_2$	$1{,}1\cdot10^{-2}$
$HClO_3$	$5\cdot10^{2}$
$HClO_4$	$\approx10^{8}$

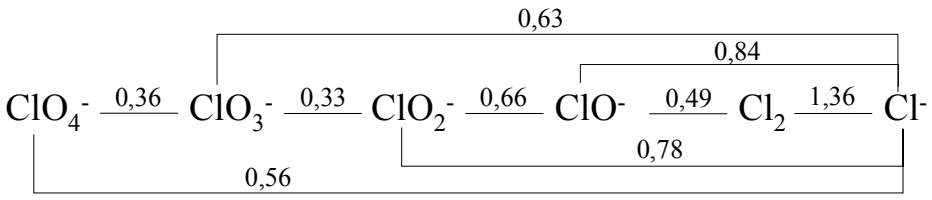
Сила кислот зростає;
Окисні властивості зменшуються

$HClO_4$ –термічно нестійка та вибуховонебезпечна речовина

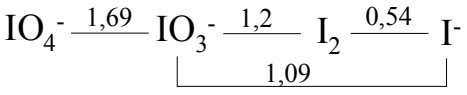
E^0, В pH = 0



E^0, В pH = 14



E^0, В pH < 7



Завдання для самоконтролю

51. Написати рівняння реакцій гідролізу наступних сполук:
    а) $AlCl_3$; б) SO_2Br_2;
52. а) $CaCl_2$; б) CrO_2Cl_2;
53. а) $NaClO$; б) $SbCl_3$;
54. а) $ZnCl_2$; б) NOI_3;
55. а) $CdBr_2$; б) BCl_3;
56. а) $KClO_3$; б) $AlOHCl_2$;
57. а) $Ba(ClO)_2$; б) $CoCl_2$;
58. а) NH_4Cl; б) $LiClO_4$;
59. а) NI_3; б) NH_4F;
60. а) NiJ_2; б) $BiCl_3$.

61. Написати рівняння реакцій:
    а) $NaF + H_2SO_{4\ конц} \rightarrow$ б) $KClO_3 + Na_2S + H_2SO_4 \rightarrow$
62. а) $Cl_2 + KOH \xrightarrow{t=80^\circ C}$ б) $PCl_3 + ClO_3^- + H_2O \rightarrow$
63. а) $FeCl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow$ б) $MnCl_2 + KOCl + KOH \rightarrow$
64. а) $NaI + H_2SO_{4\ конц} \rightarrow$ б) $ClO_3^- + Sn^{2+} + H^+ \rightarrow$
65. а) $NaI + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ б) $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow$
66. а) $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow$ б) $PCl_5 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
67. а) $Na_2S + NaBrO + H_2SO_4 \rightarrow$ б) $Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \rightarrow$
68. а) $MnSO_4 + CaOCl_2 + NaOH \rightarrow$ б) $Br_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
69. а) $CrCl_3 + Br_2 + KOH \rightarrow$ б) $NaCl + H_2SO_{4\ конц} \rightarrow$
70. а) $Br^- + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow$ б) $KClO + Zn + H_2SO_4 \rightarrow$

71. Визначте молярну масу еквіваленту сполуки іоду, що утворюється внаслідок гідролізу PI_3.
72. Який об'єм розчину калій хлорату (ω = 6,8%; ρ =1,04 г/мл) потрібен для окиснення 250 мл 0,01н. розчину ферум(II) сульфату в сірчанокислому середовищі?
73. Який об'єм хлору (н.у.) і який об'єм розчину натрій броміду (ω=10%; ρ=1,05) потрібен для утворення 16 г брому?
74. Для одержання арґентум(I) іодиду були змішані 100 мл розчину аргентум(I) нітрату (ω=15%, ρ=1,02) та 180 мл 0,8М розчину калій іодиду. Яку масу осаду було одержано?
75. Який об'єм 5%-ого розчину $KBrO_3$ (ρ =1,04 г/мл) необхідний для окиснення 40 мл 8%-ного розчину HI (ρ =1,06 г/мл)?

4. ОКСИГЕН. ХАЛЬКОГЕНИ

Таблиця 4.1.

Деякі властивості халькогенів

	O	**S**	**Se**	**Te**	**Po**
Радіус атома, Å	0,66	1,04	1,17	1,37	1,7
Енергія іонізації, еВ	13,62	10,36	9,75	9,01	8,43
Спорідненість до електрону, еВ	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	**амфотерні**	**основні**
утворюються неметалами або d- елементами у високих ступенях окиснення	утворюються металами з невеликою електронегативністю; можуть виявляти (в залежності від умов) або кислотні або основні властивості	утворюються металами з низькими ступенями окиснення

До амфотерних оксидів відносять наступні оксиди:

ступінь окиснення	*оксид*
+2	*BeO, ZnO, SnO, PbO,*
+3	*Al_2O_3, Sb_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3,*
+4	*SnO_2, PbO_2, MnO_2, GeO_2*

Основні та кислотні оксиди взаємодіють між собою з утворенням солі. Розглянемо на прикладі.

1) $Na_2O + V_2O_5 \rightarrow$

Na_2O − основний оксид; V_2O_5 − кислотний оксид, йому відповідає кислота:

	V_2	O_5
H_2		O
H_2	V_2	O_6
H	V	O_3

тоді отримуємо наступне рівняння:

$$Na_2O + V_2O_5 \rightarrow 2NaVO_3$$

2) $MnO_2 + SO_3 \rightarrow$

SO_3 − кислотний оксид, йому відповідає кислота:

	S	O_3
H_2		O
H_2	S	O_4

MnO_2 − амфотерний оксид, за взаємодії з кислотним оксидом виявляє основний характер.

$$MnO_2 + SO_3 \rightarrow Mn(SO_4)_2$$

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

H_2O_2 – гідроген пероксид або перекис водню, за нормальних умов це рідина, добре розчина у воді. 30%-ий розчин H_2O_2 має назву пергідроль.

H_2O_2 – нестійка речовина, що розкладається під дією світла:

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

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

За рахунок наявності Оксигену зі ступенем окиснення «-1» H_2O_2 виявляє окисно-відновну двоїстість:

$$\underset{\text{окисник}}{H_2\overset{-1}{O}_2} + 2KI^{-1} \rightarrow I_2^{\circ} + 2K\overset{-2}{O}H$$

$$\underset{\text{відновник}}{5H_2\overset{-1}{O}_2} + 2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 8H_2O + 5O_2^{\circ} + K_2SO_4$$

4.2. Сульфур та його аналоги

Таблиця 4.2.

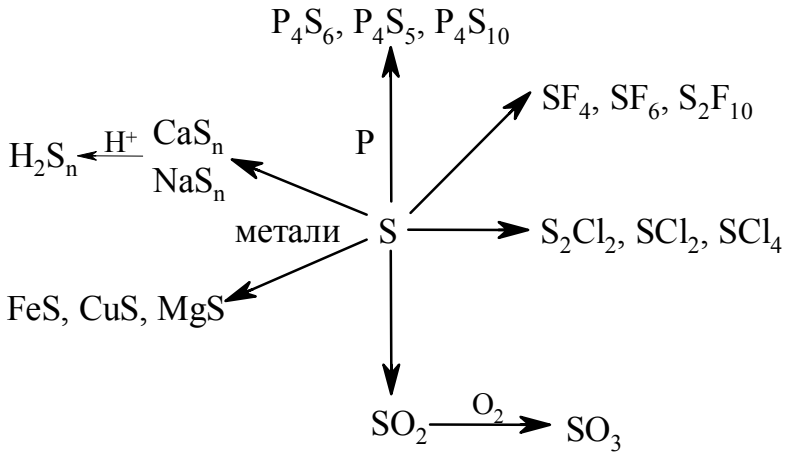
Халькогени у природі

Елемент	Загальний вміст в зем. корі, мол. частки, %	Природні сполуки
S	0,03	Самородна сірка, FeS_2 – пірит, $CuFeS_2$ –халькопірит, ZnS – цинкова обманка, HgS кіновар, $CaSO_4 \cdot H_2O$ – гіпс, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – глауберова сіль, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – гірка сіль
Se	$1{,}5 \cdot 10^{-5}$	Розсіяні елементи, містяться у сульфідних рудах
Te	$1{,}3 \cdot 10^{-7}$	
Po	$2 \cdot 10^{-15}$	Продукт радіоактивного розпаду урану

Таблиця 4.3.

Відношення халькогенів до кисню, води кислот та лугів

Елементи	**O_2**	**H_2O (t°)**	**HCl**	**HNO_3**	**KOH**
S	SO_2	$H_2S+H_2SO_3$	-	H_2SO_4	$K_2S+K_2SO_3$
Se	SeO_2	н. р.	-	H_2SeO_4	$K_2Se+K_2SeO_3$
Te	TeO_2	$TeO_2 + H_2$	-	H_2TeO_4	$K_2Te+K_2TeO_3$
Po	PoO_2	$PoO(OH)+H_2$	$PoCl_2+H_2$	$Po(NO_3)_2$	-



4.2.1. Сполуки халькогенів у ступені окиснення «-2»

У Сульфура, Селена та Телура ступінь окиснення «-2» виявляється у сполуках що мають назву відповідно сульфіди, селеніди, телуриди. 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	$t^o_{кип}$, С	$K_д$	↓	Кислотні властивості зростають	↓	Відновні властивості зростають	↓	Термічна стійкість зменшується
H_2O	104,5°	100	10^{-16}						
H_2S	92,2°	-60	10^{-7}						
H_2Se	91,1°	-41	10^{-4}						
H_2Te	90°	-2	10^{-3}						

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

	Na	Bi	Sb	As	C
Сульфід	Na_2S	Bi_2S_3	Sb_2S_3	As_2S_3	CS_2
Оксид	Na_2O	Bi_2O_3	Sb_2O_3	As_2O_3	CO_2
Гідрогенсульфід	NaSH	$Bi(SH)_3$	$Sb(SH)_3$	H_3AsS_3	H_2CS_3
Гідроксид	NaOH	$Bi(OH)_3$	$Sb(OH)_3$	H_3AsO_3	H_2CO_3
Кислотно-основна природа	Основна		Амфотерна		Кислотна

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

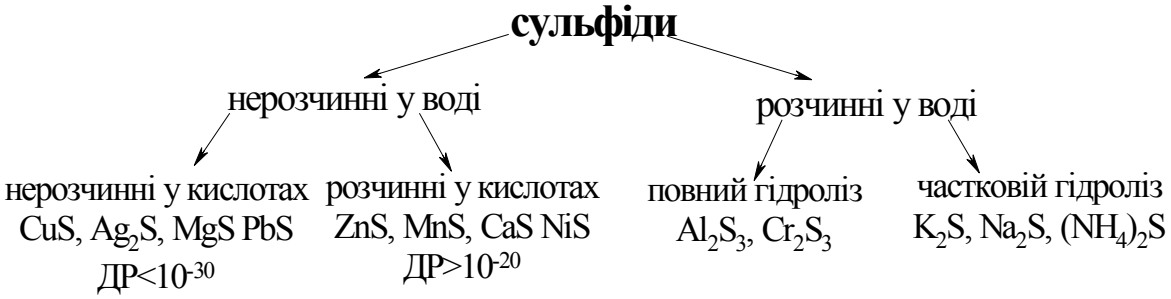
$$Na_2S + As_2S_3 \rightarrow 2NaAsS_2$$

натрій тіоарсеніт

Відповідні тіокислоти нестійкі та необернено розкладаються на H_2S та відповідний сульфід:

$$2NaAsS_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HAsS_2$$
$$2HAsS_2 \rightarrow H_2S + As_2S_3$$

Відношення сульфідів до води та кислот неокисників



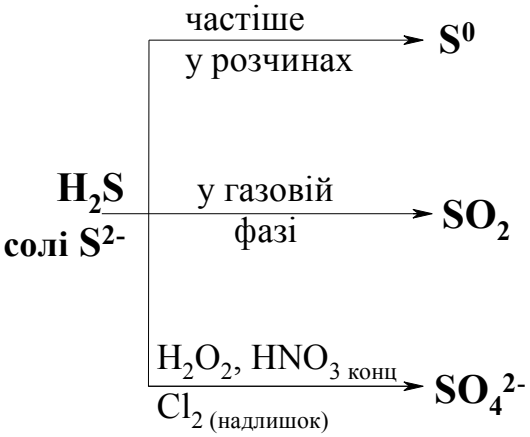


Схема 2.2 – Відновні властивості сполук Сульфуру «-2»

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»

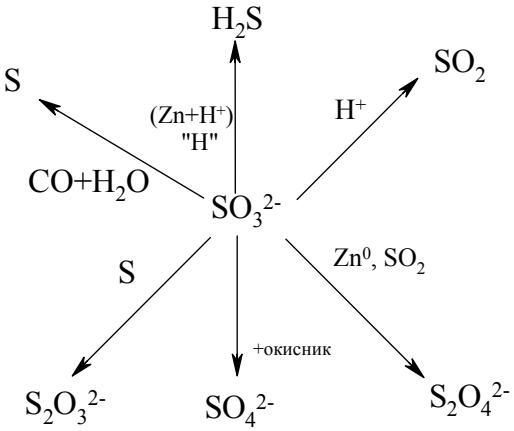


Схема 2.3 – Окисно-відновні властивості сполук Сульфуру(IV)

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

SO_2 – безкольоровий прозорий газ з різким характерним запахом. Молекула має кутову будову. SeO_2 та TeO_2 – тверді речовини, що мають полімерну структуру.

солі сульфітної кислоти

гідрогенсульфіти $HSO_3^{1-} \rightleftharpoons H^+ + SO_3^{2-}$ pH<7

сульфіти $SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-$ pH>7

4.2.3 Сполуки халькогенів у ступені окиснення «+6»

Цей ступінь окиснення є дуже стійким, він виявляється в оксидах, гідроксидах, солях та деяких галоген ангідридах.

Сульфур(IV) оксид (SO_3) добувають спалюванням сульфур(VI) на каталізаторі:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

При взаємодії халькогенів(VI) оксидів з водою утворюються відповідні гідроксиди, наприклад:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

H_2SO_4 – сульфатна або сірчана кислота – важка маслоподібна рідина, $t_{плав.}$=10,4ºС.

H_2SeO_4 – селенатна кислота – біла кристалічна речовина, $t_{плав.}$ = 62,4ºС

H_6TeO_6 – телуратна кислота – біла кристалічна речовина, добре розчина у воді.

Таблиця 4.4.

Властивості оксигенвмісних кислот халькогенів(VI)

H_2SO_4	сильні кислоти	окислювальні властивості посилюються	$H_2SO_{4(конц)} + HCl \not\rightarrow$
H_2SeO_4			$H_2SeO_{4(конц)} + HCl \rightarrow Cl_2 +$
H_6TeO_6	Дуже слабка кислота	Окислювальні властивості дуже слабкі	

В залежності від концентрації сульфатна кислота може по різному взаємодіяти з металами різної активності.

$$Zn + H_2SO_{4\ (розбавлена)} \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$Au + H_2SO_{4\ (розбавлена)} \not\rightarrow \text{ не реагує}$$

$$Zn^0 + 5H_2\overset{+6}{S}O_{4\ (концентрована)} \rightarrow 4\overset{+2}{Zn}SO_4 + H_2\overset{-2}{S} + 4H_2O$$

$$-2\vec{e} \qquad +8\vec{e}$$

$$Cu^0 + 2H_2\overset{+6}{S}O_{4\ (концентрована)} \rightarrow \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

$$-2\vec{e} \qquad +2\vec{e}$$

Взаємодія сульфатної кислоти з водою супроводжується виділенням великої кількості тепла за рахунок утворення гідратів. Тому при змішуванні H_2SO_4 з водою необхідно додавати кислоту до води!

Сульфатна кислота утворює два типи солей: гідроген сульфати та сульфати. Відношення до води сульфатів наведено на схемі:

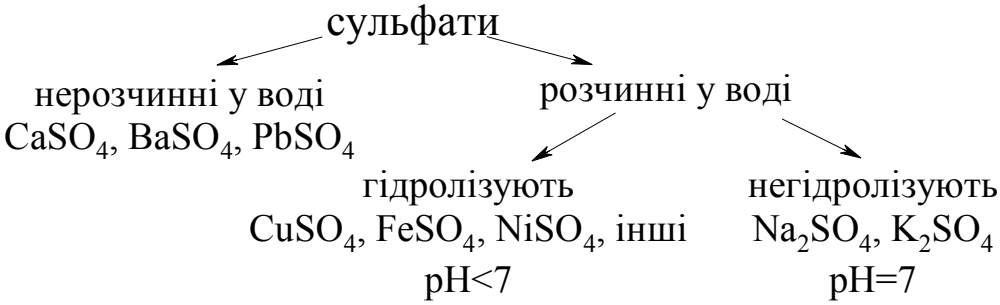
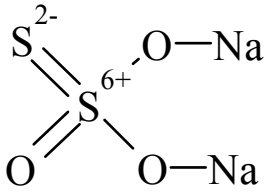


Схема 2.4 – Відношення сульфатів металів до води.

При нагріванні розчину Na_2SO_3 с порошком сірки утворюється натрій тіосульфат (сульфідотриоксосульфат(VI) натрію)



$$Na_2SO^3 + S^0 \rightarrow Na_2(\overset{+6}{S}O_3\overset{-2}{S})$$

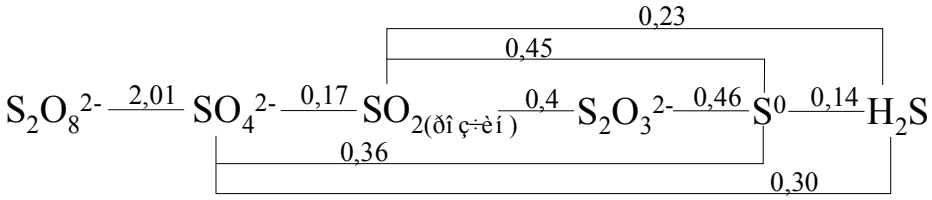
Натрій тіосульфат містить два атоми Сульфуру з різними ступенями окиснення «+6» «-2». В наслідок цього ця сполука може виявляти як окисні так і відновні властивості. Наприклад:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 5Na_2SO_3\overset{-2}{\underline{\underline{S}}} + 6HCl \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}Cl_2 + 5\overset{0}{\underline{\underline{S}}} + 5Na_2SO_4 + 2KCl + 3H_2O$$

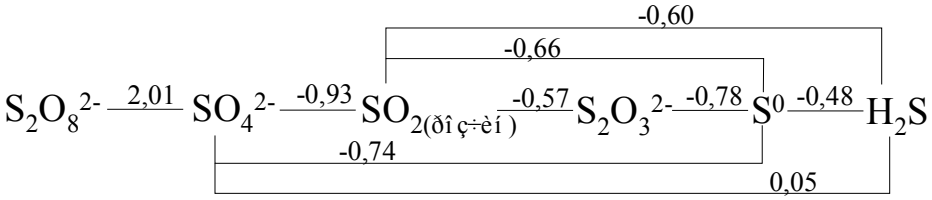
окисник +5 e; відновник –2 e

Добавить описание Куда перенести???

E, B; pH = 0



E, B; pH = 14



Завдання для самоконтролю

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

76. SO_2, K_2SO_3;
77. $Na_2S_2O_3$, Na_2SO_3;
78. K_2S, H_2S;
79. $(NH_4)_2SO_4$, SO_3;
80. K_2SeO_3, H_2SeO_3;
81. SO_2Cl_2, $(NH_4)_2S$;
82. Na_2SO_3, $NaHSO_3$;
83. $FeSO_4$, Na_2SO_4;
84. H_2SO_3, $NaHSO_3$;
85. $CuSO_4$, $SOCl_2$;

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) $Cu + H_2SO_{4\,(розв..)} \rightarrow$ 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) $Cu + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ 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) $Ca + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$ 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) $Na_2SO_3S + Cl_{2\,(надлишок)} + H_2O \rightarrow$ б) $SOCl_2 + NaOH \rightarrow$
99. а) $H_2O_2 + CrCl_3 + KOH \rightarrow$ б) $Al + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$
100. а) $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow$ б) $SOF_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$
101. а) $Fe + H_2SO_{4\,(розв.)} \rightarrow$ б) $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
102. а) $PbO_2 + HCl_{\,(конц.)} \rightarrow$ б) $FeS_2 + HNO_{3\,(конц.)} \rightarrow$
103. а) $(NH_4)_2S_2O_8 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow$ б) $Fe + H_2SO_{4\,(конц.)} \rightarrow$
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 КОН необхідно для нейтралізації продуктів гідролізу 5,4 г SO_2Cl_2?
120. Повне знебарвлення 20 мл сульфатнокислого $KMnO_4$ з концентрацією0,02 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 добутком 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 сірчанокислому розчині.

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

Таблиця 5.1.

Деякі властивості Мангану та Хрому

	Mn	**Cr**
Радіус атома, Å	1,35	1,27
Енергія іонізації, еВ	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
Mn	$3{,}2\cdot10^{-2}$	Піролюзит $MnO_2\cdot nH_2O$, родоніт $MnSiO_3$, MnS марганцовий блиск, манганіт MnOOH, гаусманніт Mn_3O_4, родохрозит, марганцовий шпат $MnCO_3$, брауніт Mn_2O_3 та інші
Cr	$8\cdot10^{-3}$	крокоіт $PbCrO_4$, хромистий залізняк $FeO\cdot Cr_2O_3$, хроміста слюда

Таблиця 5.3

Відношення металічних марганцю та хрому до деяких простих речовин

	O_2	**P**	**F_2**	**Hal_2**	**S**	**Si**
Mn	MnO, MnO_2, Mn_2O_3, Mn_3O_4	MnP, Mn_4P, Mn_2P, MnP_3,	MnF_2, MnF_3	$MnHal_2$	MnS, MnS_2	MnSi, $MnSi_2$
Cr	Cr_2O_3	Cr_3P	CrF_4, CrF_5	$CrHal_3$, $CrHal_2$	Cr_2S_3	Cr_3Si

Таблиця 5.4

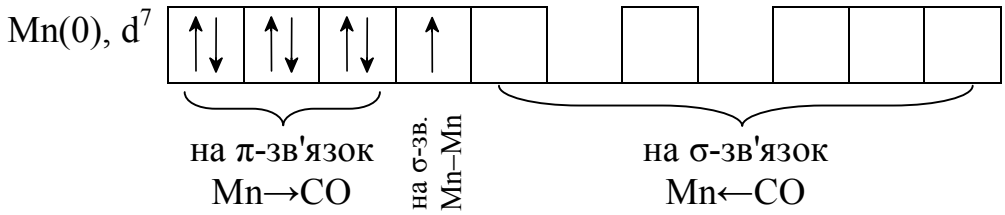
Відношення металічних марганцю та хрому до води та деяких кислот

	H_2O	**NH_3**	**HHal**	**H_2SO_4 (конц.)**	**HNO_3 (конц.)**
Mn	$Mn(OH)_2$	Mn_3N_2, Mn_5N_2	$MnHal_2$	$MnSO_4 + SO_2$	
Cr	Cr_2O_3	CrN_2	$CrHal_3$	пасивує	пасивує

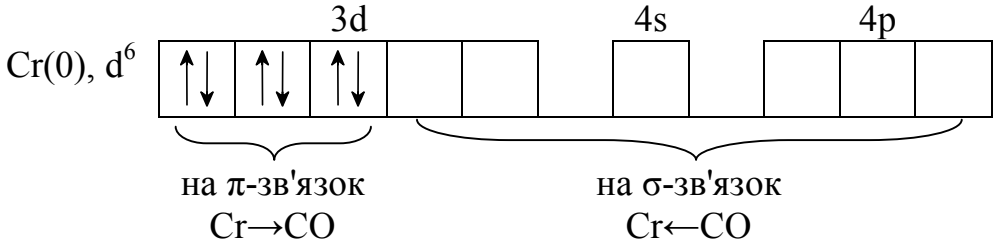
Манган та Хром у нульовому ступені окиснення утворюють сполуки з карбон(II) оксидом - карбоніли:

$Mn_2(CO)_{10}$

3d 4s 4p



$Cr(CO)_6$

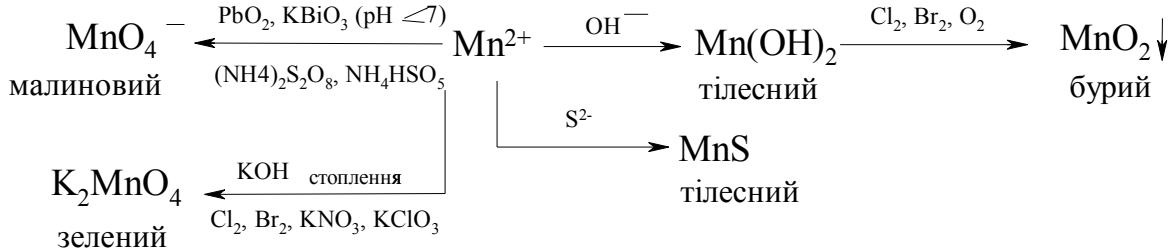


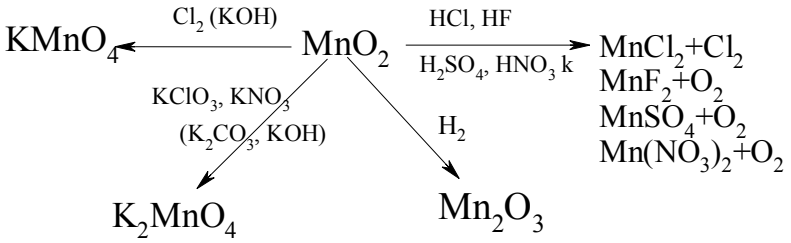
5.1. Властивості оксидів та гідроксидів Мангану

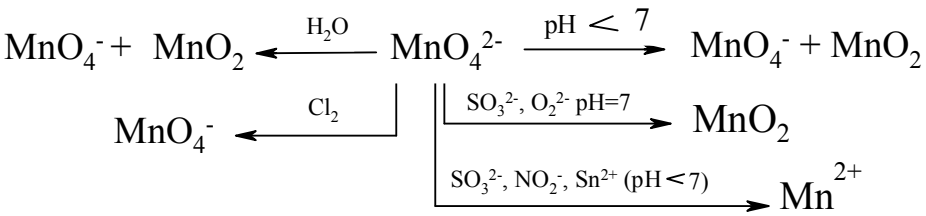
Манган утворює оксиди з різними ступенями окиснення. Цим оксидам відповідають гідроксиди і, якщо зіставити їх властивості, легко дійти висновку, що зі зростанням ступеня окиснення збільшується кислотні властивості

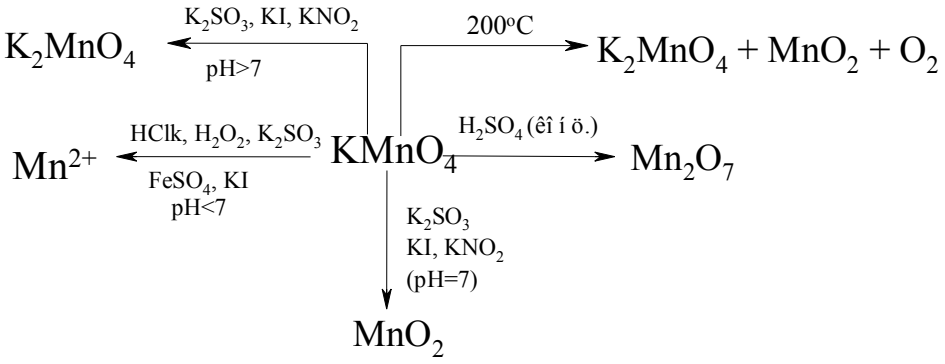
MnO	Mn_2O_3	MnO_2	MnO_3	Mn_2O_7
$Mn(OH)_2$	$MnOOH$	$Mn(OH)_4$ H_4MnO_4	H_2MnO_4	$HMnO_4$
основні		амфотерні	кислотні	

кислотні властивості посилюються

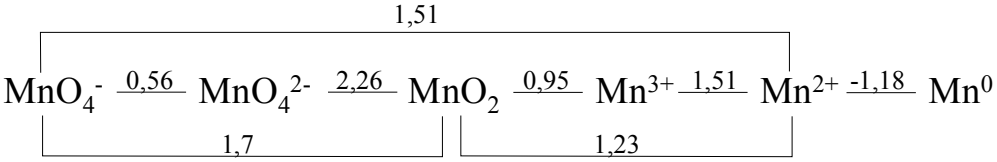








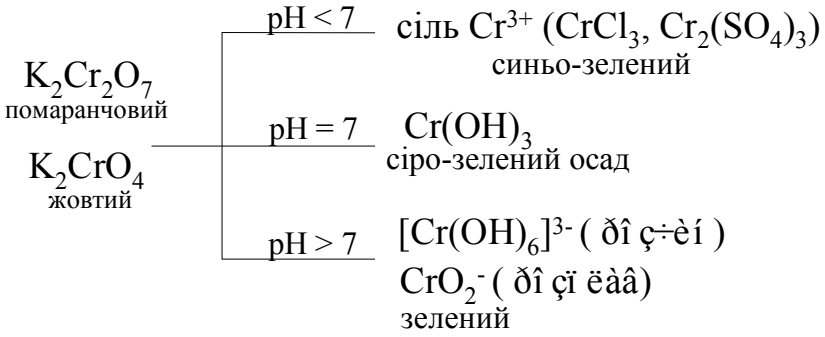
E, B pH = 0



5.2. Властивості оксидів та гідроксидів Хрому

CrO	Cr_3O_4	Cr_2O_3	CrO_2	CrO_3
$Cr(OH)_2$		$Cr(OH)_3$		H_2CrO_4
		H_3CrO_3		$H_2Cr_2O_7$
основний		амфотерний		кислотний

→ кислотні властивості посилюються



E, B; pH=0

E, B; pH=14

Завдання для самоконтролю

124. Закінчіть рівняння реакцій:

а) $K_2MnO_4 + Na_2S + HCl \rightarrow$ б) $MnO_2 + KNO_3 + KOH \rightarrow$

125. а) $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow$ б) $KMnO_4 + NO_2 + H_2O \rightarrow$

126. а) $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow$ б) $Mn^{2+} + PbO_2 + H^+ \rightarrow$

127. а) $KMnO_4 + SnCl_2 + KOH \rightarrow$ б) $MnO_4^- + I^- + H^+$ --

128. а) $MnO_2 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow$ б) $MnCl_2 + NaNO_3 + Na_2CO_3 \rightarrow$

129. а) $Cr_2(SO_4)_3 + KBiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ б) $Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + NaNO_3 \xrightarrow{\text{стоп.}}$

130. а) $Cr_2(SO_4)_3 + K_2S_2O_8 + H_2O \rightarrow$ б) $CrCl_2 + H_2O \rightarrow$

131. а) $Cr_2O_7^{2-} + HPO_3^{2-} + H^+ \rightarrow$ б) $Cr^{3+} + ClO^- + OH^- \rightarrow$

132. а) $[Cr(OH)_4]^- + Br_2 + OH^- \rightarrow$ б) $K_2CrO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \rightarrow$

133. а) $K_2CrO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \xrightarrow{\text{åð³ä}}$ б) $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow$

134. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають перетворенням:
$KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 \rightarrow MnO_2$;

135. $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow MnS \rightarrow Mn^{2+}$;

136. $Mn \rightarrow MnCl_2 \rightarrow KMnO_4 \rightarrow MnO_2$

137. $MnO_2 \rightarrow MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_2 \rightarrow Mn^{2+}$

138. $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4$

139. $MnSO_4 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnO_2$

140. $K_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6]$;

141. $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow CrO_4^{2-} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$;

142. $Na_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Na_2CrO_4$;

143. $CrO_4^{2-} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} \rightarrow CrO_4^{2-}$;

144. $[Cr(H_2O)_6]^{3+} \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} \rightarrow CrO_4^{2-}$;

145. $Cr(NO_3)_3 \rightarrow NaCrO_2 \xrightarrow{H_2O_2} Na_2CrO_4$;

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 Mn_3O_4 з 1 л 36% розчину HCl (густина 1,18 г/см^3). Скільки грамів оксиду для цього потрібно?

148. Скільки грамів йоду виділиться при взаємодії у сульфатокислому розчині між KI та 150 мл 6% розчину $KMnO_4$.

149. Яку кількість калій манганату можна одержати із 100кг піролюзіта, який містить 87 % 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 H_2O_2 (ρ=1,112г/мл) з масовою часткою 30% потрібен для одержання 50 г пероксиду хрому 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 сульфіду (н.у.) потрібно для відновнення в сульфатокислому розчині 100 мл 5%-ного розчину $K_2Cr_2O_7$ (ρ=1,04 г/см^3).

Таблиця 1

Розчинність деяких солей у воді

	K^+	Na^+	NH_4^+	Ag^+	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cd^{2+}	Mn^{2+}	Cu^{2+}	Ni^{2+}	Pb^{2+}	Sr^{2+}	Co^{2+}	Sn^{2+}	Sn^{4+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Sb^{3+}	Cr^{3+}	Bi^{3+}	Al^{3+}
OH^-	Р	Р	Р	-	м	р	н	н	н	н	н	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н
F^-	р	р	р	р	н	м	н	р	м	м	н	р	н	н	р	р	р	м	н	р	н	р	м
Cl^-	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Br^-	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	–	р	р	р	р	р
I^-	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р	–	м	р	н	р
S^{2-}	р	р	р	н	м	р	м	н	н	н	н	н	н	р	н	н	н	н	н	н	–	н	–
AsO_4^{3-}	р	р	р	н	н	н	н	н	–	н	н	н	н	м	н	–	н	–	н	н	н	н	н
AsO_3^{3-}	р	р	р	н	–	р	р	–	–	н	н	н	н	м	н	–	–	–	н	н	–	–	–
CN^-	р	р	р	н	р	р	р	н	р	н	–	н	м	р	н	–	–	н	–	–	–	–	–
CH_3COO^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	р	р	р
CO_3^{2-}	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	–	–	н	–	–	–	н	–
CrO_4^{2-}	р	р	р	н	м	н	р	м	–	–	р	н	н	м	н	–	–	–	р	–	н	н	р
IO_3^-	р	р	р	н	–	н	р	м	м	–	м	–	н	–	м	–	–	–	–	–	–	н	–
NO_3^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	р	р	р	р	р	р	р
SO_3^{2-}	р	р	р	н	н	н	р	–	м	–	–	н	н	н	н	–	–	н	–	–	–	–	–
SO_4^{2-}	р	р	р	м	м	н	р	р	р	р	р	р	н	н	р	р	р	р	р	р	р	р	р
SCN^-	р	р	р	н	р	р	р	р	м	р	н	р	р	р	р	–	–	р	р	–	р	–	р
SiO_3^{2-}	р	р	р	–	н	н	н	н	н	н	–	н	н	н	н	–	–	н	н	–	н	–	н
PO_4^{3-}	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	(> 1 г на 100 мл води)
«м» –	малорозчинні сполуки	(0,1-1 г на 100мл води)
«н» –	нерозчинні сполуки	(0,001-0,1 г на 100мл води)
«–» –	сполуки не існують або розкладаються водою	

Таблиця 2

Найважливіші окисники

Окисник	Іон або група окисник	середо-вище	Відновна форма
VIII група ПС			
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}
VII група ПС			
$KMnO_4$	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^-		
$K\Gamma O_n$ (n=1-4, Г = *Br, I*)	ΓO_n^-	*Будь-яке*	Частіше – Γ_2 або Γ^{-1} (наприклад: HCl, KCl)
Γ_2 (Г = F, Cl, *Br, I*)	-	*Будь-яке*	$2\Gamma^{-1}$ (наприклад: HCl, KCl)
VI група ПС			
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(КОН)*	*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^{-1}—O^{-1}-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)*
V група ПС			
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(КОН)*	$NaNO_2$ KNO_2
$NaBiO_3$	-	*кисле*	Сіль Bi^{3+} *з кислотою, що була взята для підкислення*
P	-	*Будь-яке*	PH_3
IV група ПС			
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(КОН)*	*в розчині* - $K_2[Pb(OH)_4]$, *в розплаві* – K_2PbO_2
II група ПС			
Сполуки Hg(II)	-	*Будь-яке*	Сполуки Hg(I): *сіль або Hg_2O*
Сполуки Hg(I)	-	*Будь-яке*	Hg^0
I група ПС			
Сполуки Cu(II)	-	*Будь-яке*	Солі 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	
VIII група ПС				
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*	**$Co(OH)_3$ $Ni(OH)_3$**	
VII група ПС				
H_2	**-**	*Будь-яке*	**$2H^+$: в складі H_2O**	
HCl концентрована	**Cl^-**	*кисле*	**Cl_2**	
HBr (KBr)	**Br^-**	*Будь-яке*	**Br_2**	
HI (KI)	**I^-**	*Будь-яке*	**I_2**	
I_2	**-**	*Нейтральне*	**HIO_3**	
	-	*Лужне (КОН)*	**KIO_3**	
Сіль Mn^{2+}	**Mn^{2+}**	*Нейтральне*	**MnO_2**	
	$Mn(OH)_2$	*Лужне (КОН)*	**K_2MnO_4**	
	Mn^{2+}	*кисле*	**$KMnO_4$ (з дуже сильними окисниками)**	
K_2MnO_4	**MnO_4^-**	*кисле*	**$KMnO_4$**	
VI група ПС				
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**	
$Na_2S_2O_3$ (***$Na_2SO_3S^{-2}$ - тіосульфат***)	**$S_2O_3^{2-}$**	*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 (КОН)*	**K_2CrO_4**	
	Cr^{3+}	*кисле*	**$K_2Cr_2O_7$ (З дуже сильними окисниками)**	
H_2O_2	**пероксогрупа**	*Будь-яке*	**O_2**	
V група ПС				
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**	
IV група ПС				
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**	
Метали				
Me^0	**-**	*Кисле*	**Сіль Me^{+n}** ***з кислотою, що була взята для підкислен-***	
Амфотерні метали ***(Be,Zn,Al,Sn,Pb,Cr,Sb тощо)***	**-**	*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. Ремсден Э.Н. Начала современной химии. – Л.: Химия, 1989. – 784 с.