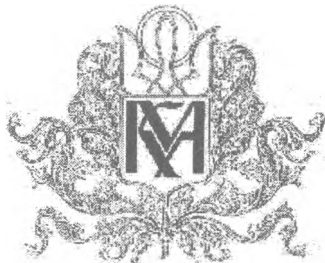


**Національний університет “Києво-Могилянська академія”  
Факультет природничих наук  
Кафедра хімії**



**А. Ф. Бурбан, М. Т. Брик, Л. К. Забава**

**Методичні рекомендації до вивчення теми  
«ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»**

**Київ – 2010 р.**

Методичні рекомендації та завдання для самостійної роботи при вивченні теми «Окисно-відновні реакції» у курсі «Загальна хімія», а також «Неорганічна хімія» для студентів факультету природничих наук. Спеціальність – «хімія» / Уклали: Бурбан А. Ф., Брик М. Т., Забава Л. К. – НаУКМА, 2010. – 36 с.

Укладачі:

Бурбан Анатолій Флавіанович, канд. хім. наук, професор

Брик Михайло Теодорович, д-р хім. наук, професор

Забава Луція Казимирівна, канд. техн. наук, доцент

Рецензенти: **Голуб О. А.**, д-р хім. наук, професор кафедри неорганічної хімії КНУ ім. Тараса Шевченка

**Сич А. М.**, канд. хім. наук, доцент кафедри хімії НаУКМА

*Рекомендовано до друку  
Вченою радою НаУКМА  
протокол № 6 від 24 червня 2010 р.*

©НаУКМА, 2010

© Бурбан А. Ф., Брик М. Т., Забава Л. К., 2010

# ЗМІСТ

Стор.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ .....	4
Розрахунок ступеня окиснення .....	5
Реакції без і зі зміною ступеня окиснення .....	6
Процеси окиснення та відновлення .....	6
Окисно-відновні властивості речовин і ступені окиснення їхніх атомів .....	7
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНИКІВ І ВІДНОВНИКІВ .....	8
Окисники .....	8
Відновники .....	11
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ .....	13
Міжмолекулярні окисно-відновні реакції .....	13
Внутрішньо-молекулярні окисно-відновні реакції .....	13
Реакції диспропорціонування .....	14
СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ .....	14
ВПЛИВ УМОВ ПЕРЕБІГУ НА ХАРАКТЕР ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ .....	16
Вплив температури і каталізатора .....	16
Вплив концентрації реагентів .....	17
Вплив реакції середовища на процес окиснення – відновлення .....	17
Окисно-відновна подвійність .....	19
Пероксид водню в окисно-відновних реакціях .....	20
Окисно-відновні властивості сполук мангану .....	22
Окисно-відновні властивості сполук хрому .....	25
Окисні властивості нітратної кислоти .....	27
Еквівалент сполук в окисно-відновних реакціях .....	30
Алгоритм складання окисно-відновних рівнянь йонно-електронним методом .....	31
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ .....	33
ЗАДАЧІ .....	34
<i>ВИКОРИСТАНА ТА РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА .....</i>	<i>35</i>

## ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновними реакціями називаються хімічні реакції, під час яких відбувається передача всіх або частини валентних електронів атомом речовини-відновника атомові окисника, тобто зміна ступеня окиснення елементів у сполуках, які вступають у взаємодію. *В окисно-відновній реакції один елемент (або речовина, до складу якої входить цей елемент) виступає окисником, інший елемент (або речовина, до складу якої він входить) виступає відновником.*

**Ступінь окиснення** – це умовний заряд атома в молекулі, якщо допустити, що молекула складається з йонів, а всі зв'язки у молекулі окисника та відновника є йонними. Такий підхід має формальний характер, бо вираховані заряди атомів у більшості випадків далекі від їхніх справжніх значень. Щоб це підкреслити, ступені окиснення атомів рекомендується\* позначати арабськими цифрами, після яких ставиться знак «+» або «-» і розміщувати їх угорі над символами елементів. Так, у сульфатній кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ступені окиснення Гідрогену, Сульфуру та Оксигену дорівнюють, відповідно, 1+, 6+, 2- і записані

$$\text{H}_2\text{SO}_4$$

Так позначають ступінь окиснення атомів у формулах сполук, зокрема в окисно-відновних реакціях. Крім того ступені окиснення також можна позначати римськими цифрами у дужках після символів елементів або їхніх назв без проміжку, наприклад: N(II), C(IV), Cr(III), Mn(VII) або ферум(III), купрум(I), нітроген(V), хлор(VII). Таку форму позначення використовують для запису назв сполук або у тексті.

Так само, зі знаком, який ставиться після цифри, у схемах окисно-відновних реакцій позначаються ступені окиснення реально існуючих йонів, наприклад  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  і т.д., тобто таких йонів, для яких значення ступенів окиснення близькі до їхніх ефективних зарядів. Найбільш електронегативні елементи у сполуках мають негативні ступені окиснення, а атоми елементів з меншою електронегативністю – позитивні.

**Позаяк молекула у цілому є електронейтральна, то алгебраїчна сума ступенів окиснення усіх атомів у ній завжди дорівнює нулю.**

Оскільки ступінь окиснення – формальне поняття, то у деяких випадках ступінь окиснення не збігається з валентністю, що визначається числом електронів, які беруть участь у перекриванні електронних орбіталей і утворенні спільної зв'язуючої електронної хмари (орбіталі).

---

\*Рекомендації IUPAC, 2004. Позаяк, при друкуванні з електронного варіанту дуже складно дотриматися такого чіткого запису, далі у тексті і в рівняннях реакцій умовні ступені окиснення будуть умовно записані так, як позначають і записують заряджені йони.

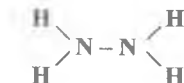
Так, у молекулах водню  $H_2$ , хлороводню  $HCl$ , гідразину  $N_2H_4$ , натрій гідриду  $NaNH$  кожен з атомів гідрогену віддає по одному електрону для утворення спільної зв'язуючої орбіталі, то ж як наслідок – валентність Гідрогену у всіх випадках однакова і дорівнює одиниці. Ступені ж окиснення його різні:

- у молекулі водню максимальна густина зв'язуючої орбіталі зосереджена на однаковій відстані від ядер обох рівноцінних за електронегативністю атомів Гідрогену, тому атоми зберігають електронейтральний характер, і ступінь їх окиснення дорівнює  $0 - H_2^0$ ;

- у молекулі хлороводню максимальна густина спільної електронної орбіталі дещо зміщена до Хлору, як до більш електронегативного елемента, тому ступінь окиснення Хлору дорівнює  $1-$ , а Гідрогену  $1+$ , отже  $H^+ Cl^-$  (або  $H^+ Cl^-$ );

- у молекулі натрій гідриду спільна електронна хмара делокалізована до більш електронегативного Гідрогену, тому в цій сполуці Гідроген має ступінь окиснення  $1-$ , а метал Натрій  $1+$ , то ж –  $Na^+ H^-$  (або  $Na^+ H^-$ ).

Яскравим підтвердженням вищесказаного є сполука гідразин  $N_2H_4$ :



ступінь окиснення Нітрогену –  $(2-)$ ; валентність Нітрогену  $3$ .

Отже, ступінь окиснення атома, на відміну від його валентності, характеризується не тільки величиною, а й знаком при цій величині.

## Розрахунок ступеня окиснення

Для обчислення ступеня окиснення елемента варто враховувати такі положення:

1) ступінь окиснення атомів у простих речовинах рівний нулю ( $Na^0$ ;  $H_2^0$ );

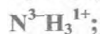
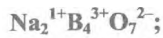
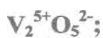
2) сталий ступінь окиснення мають атоми:

- лужних металів ( $1+$ ), лужноземельних металів ( $2+$ );
- Гідрогену ( $1+$ ) (крім гідридів металів  $NaNH$ ,  $CaH_2$  та ін., де ступінь окиснення Гідрогену ( $1-$ );
- Оксигену ( $2-$ ) (крім оксиген фториду  $O^{2+}F_2^{1-}$  і пероксидів  $H_2O_2$ ,  $Na_2O_2$ , що містять групу  $-O-O-$ , у якій ступінь окиснення Оксигену ( $1-$ ), надпероксидів  $KO_2$  з умовним ступенем окиснення Оксигену ( $1/2-$ ) та озонідів  $KO_3$ , умовний ступінь окиснення Оксигену в яких  $(1/3-)$ );

3) позитивний ступінь окиснення елементів не може перевищувати величину, що дорівнює номеру групи періодичної системи, у якій розміщується цей елемент;

4) алгебраїчна сума негативних ступенів окиснення відповідає сумі позитивних ступенів окиснення атомів у складі молекули і завжди дорівнює нулю, а у складному йоні ця сума дорівнює заряду йона;

**Приклади:**



5) невідомий ступінь окиснення елемента можна визначити з алгебраїчної суми ступенів окиснення усіх елементів даної молекули.

**Приклад:**



### Реакції без та зі зміною ступеня окиснення

Існує два типи хімічних реакцій:

1. Реакції без зміни ступенів окиснення елементів у сполуках – реакції невалентних перетворень:

а) реакції сполучення:



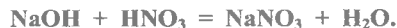
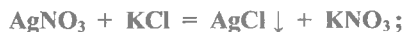
та комплексоутворення



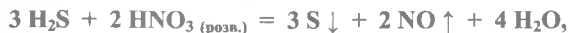
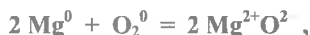
б) реакції розкладу:



в) реакції обміну:

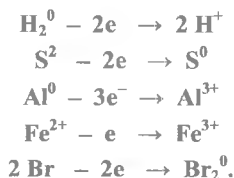


2. Реакції зі зміною валентностей (ступенів окиснення) елементів у сполуках – *окисно-відновні реакції*:



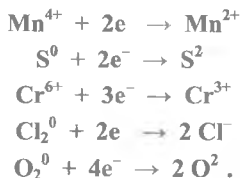
### Процеси окиснення та відновлення

Окисно-відновні реакції відбуваються внаслідок переходу електронів від одних атомів елементів, молекул чи йонів до інших. **Окиснення** – процес віддавання речовиною валентних електронів, який супроводжується підвищенням ступеня окиснення:



Речовини, атоми чи йони яких здатні віддавати електрони у процесі хімічної реакції, називаються *відновниками*. Вони під час реакції окиснюються.

Процес приєднання речовиною електронів, що приводить до зниження ступеня окиснення, називається – *відновленням*:

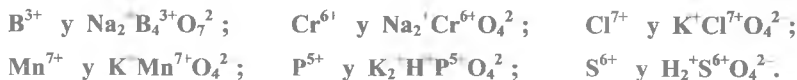


Речовини, атоми чи йони яких у таких реакціях здатні приєднувати електрони, називаються *окисниками*. У процесі реакції вони відновлюються.

### Окисно-відновні властивості речовин і ступені окиснення їхніх атомів

Сполуки, які містять атоми елементів з максимальним позитивним ступенем окиснення, можуть бути лише *окисниками* за рахунок цих атомів, тому що вони уже віддали усі свої валентні електрони, і здатні тільки приймати електрони. Максимальний позитивний ступінь окиснення атомів елементів, переважно неметалів, дорівнює номеру групи у періодичній таблиці, до якої належать дані елементи.

**Приклади:**



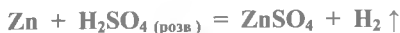
Сполуки, до складу яких входять атоми елементів з максимальним негативним ступенем окиснення можуть бути лише *відновниками*, оскільки вони здатні тільки віддавати електрони, бо зовнішній енергетичний рівень завершений вісьмома електронами. Максимальний негативний ступінь окиснення можна вирахувати за формулою –  $(n - 8)$  (де  $n$  – номер групи у періодичній системі).

**Приклади:**



Для металів у вільному стані характерний ступінь окиснення 0, а в сполуках з неметалами – тільки позитивний (залежно від природи металу та кількості електронів, які віддав цей метал).

**Приклади:**



### Найважливіші відновники й окисники

Відновники	Окисники
Метали, водень, вугілля (карбон)	Галогени
Карбон(II) оксид (CO)	Калій перманганат (KMnO <sub>4</sub> )
Сірководень (H <sub>2</sub> S)	Калій манганат (K <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> )
Сульфур(IV) оксид (SO <sub>2</sub> )	Манган(IV) оксид (MnO <sub>2</sub> )
Сульфітна кислота H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> та її солі	Калій дихромат (K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> )
Галогенводневі кислоти і їхні солі	Калій хромат (K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> )
Катіони металів з нижчими ступеннями окиснення: SnCl <sub>2</sub> , FeCl <sub>2</sub> , MnSO <sub>4</sub> , Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	Нітратна кислота (HNO <sub>3</sub> )
Нітритна кислота HNO <sub>2</sub>	Сульфатна кислота (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ) <sub>кати</sub>
Аміак NH <sub>3</sub>	Плюмбум(IV) оксид (PbO <sub>2</sub> )
Гідразин N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	Гідроген пероксид (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )
Нітроген(II) оксид (NO)	Калій хлорат (KClO <sub>3</sub> )
Катод при електролізі	Анод при електролізі

## КЛАСИФІКАЦІЯ ОКСИНИКІВ І ВІДНОВНИКІВ

### Окисники

#### 1. Окисники – прості речовини

Окисниками можуть бути прості речовини, атоми яких легко приєднують електрони, тобто неметали. Внаслідок приєднання електронів нейтральні атоми перетворюються на негативно заряджені йони з електронною структурою найближчого інертного газу. Так, молекули галогенів F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub> та I<sub>2</sub>,



виконуючи функції окисників, перетворюються на негативно заряджені йони  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  та  $I^-$ , а нейтральні атоми Оксигену і Сульфур у відновлюються до  $O^{2-}$ ,  $S^{2-}$ .

Якщо окиснення галогенами відбувається у кислому середовищі, то продуктами відновлення галогенів є відповідні галогеноводневі кислоти  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ . При окисненні в лужному середовищі утворюються солі цих кислот, тобто галогеніди металів. Сульфур при підвищеній температурі виступає як окисник по відношенню до водню і металів. Продуктами його відновлення є сірководень і сульфід металів.

**Приклади:**



## 2. Окисники – кисневмісні кислоти та їхні солі

До складу окисників, зазвичай, входять атоми елементів з найвищим або одним з вищих ступенів окиснення (для даного елемента), наприклад,  $H_2Cr_2O_7$ , ( $K_2Cr_2O_7$ ),  $HMnO_4$  ( $KMnO_4$ ),  $H_2MnO_4$  ( $K_2MnO_4$ ),  $HClO_3$  ( $KClO_3$ ),  $HBrO_3$  ( $KBrO_3$ ),  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ .

Нітратна кислота як окисник відновлюється до оксидів нітрогену.

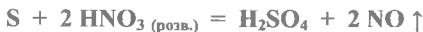
Концентрована нітратна кислота при взаємодії як з металами, так і неметалами відновлюється до  $NO_2$ :



Помірно концентрована та розведена нітратна кислота при взаємодії з металами і неметалами відновлюється до  $NO$ :



**Приклади:**



Концентрована сульфатна кислота як окисник відновлюється до  $SO_2$  за схемою:



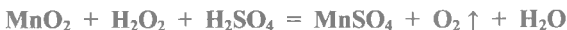
**Приклади:**



Окисники манган(IV) оксид  $\text{MnO}_2$ , калій манганат  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ , калій перманганат  $\text{KMnO}_4$  у кислому середовищі (тобто у присутності розведених сульфатної, хлоридної, нітратної чи інших кислот) відновлюються до двовалентного катіона мангану, який утворює відповідні солі –  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  за такими схемами:



**Приклади:**



У нейтральному або слабко лужному середовищі окисники  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  відновлюються з утворенням манган(IV) оксиду:



**Приклад:**



Хроматна та дихроматна кислоти і їхні солі як окисники у хімічних реакціях відновлюються до тривалентного катіона  $\text{Cr}^{3+}$ , який утворює відповідні солі:  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ , залежно від природи кислоти:

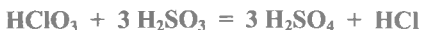


**Приклади:**



Хлор і Бром у кисневмісних кислотах і їхніх солях як окисники, зазвичай, відновлюються до від'ємно заряджених іонів  $\text{Cl}^-$  та  $\text{Br}^-$ , Йод – до вільного йоду  $\text{I}_2$ , а при дії сильніших відновників – до від'ємно зарядженого йона  $\text{I}^-$ .

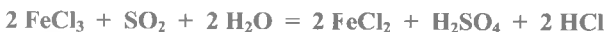
**Приклади:**



### 3. Окисники – йони металів з вищими ступенями окиснення та сполуки з позитивно зарядженим йоном $H^+$

До цієї групи окисників належать йони металів з вищими ступенями окиснення, наприклад  $Fe^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ , а також сполуки, що містять позитивно заряджений йон  $H^+$  (вода, кислоти, луги), який при взаємодії з сильним відновником сам відновлюється і перетворюється на молекулярний водень  $H_2$ . Залежно від умов перебігу реакції йони металів з вищими ступенями окиснення можуть відновлюватися до йонів з нижчими ступенями окиснення.

**Приклади:**



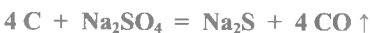
## Відновники

### 1. Відновники – прості речовини

До цієї групи відновників належать метали та деякі неметали (Гідроген, Карбон та ін.), атоми яких можуть легко віддавати електрони та окиснюватися. Метали утворюють при цьому відповідні солі, залежно від природи кислоти, яка бере участь у реакції. Такі метали як цинк, алюміній, олово, свинець, германій та деякі інші можуть виступати відновниками не лише у кислому, а й у лужному середовищі, оскільки вони розчиняються в лугах з утворенням гідроксоцинкат-, гідроксоалюмінат- гідроксостанат-аніонних комплексів. Будучи сильними відновниками, активні метали у реакціях з розчинами нітратної та сульфатної кислот можуть відновлювати Нітроген аж до  $N^{-3}$  і Сульфур до  $S^{2-}$  за схемами:



**Приклади:**

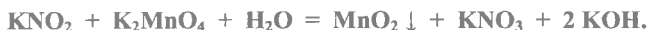
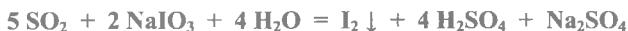


## 2. Відновники – кисневмісні кислоти і їхні солі

Молекули цих відновників містять один або кілька атомів елемента з одним із його нижчих ступенів окиснення. При взаємодії з окисниками атоми цих елементів віддають електрони та утворюють сполуки, у яких отримують максимальний позитивний ступінь окиснення:



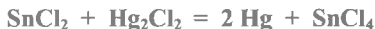
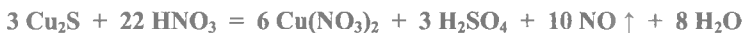
Приклади:



## 3. Відновники – позитивно заряджені йони металів

До цієї групи відновників належать йони металів з низькими ступенями окиснення, здатні при взаємодії з окисниками підвищувати свої ступені окиснення внаслідок переходу електронів до окисника.

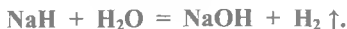
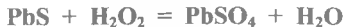
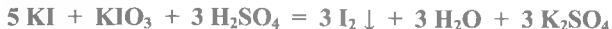
Приклади:



## 4. Відновники – негативно заряджені прості йони

До цієї групи відновників належать негативно заряджені атоми неметалів: безкисневі кислоти і їхні солі ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{PbS}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{KI}$ ); сполуки неметалів з воднем ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ); гідриди лужних і лужноземельних металів ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{MgH}_2$ ). Ці відновники, віддаючи електрони, можуть окиснюватися до нейтральних атомів чи молекул або й до сполук, у яких отримують позитивний ступінь окиснення.

Приклади:



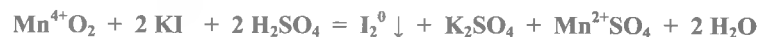
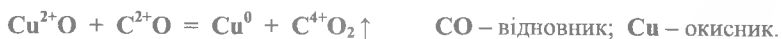
## КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньо-молекулярні та реакції диспропорціонування (реакції самоокиснення-самовідновлення).

### Міжмолекулярні окисно-відновні реакції

Найпоширеніший тип реакцій, у яких окисник і відновник є елементами молекул різних речовин, між якими відбувається обмін електронами.

**Приклади:**



$KI$  – відновник;  $MnO_2$  – окисник.

До цього типу належать і реакції між речовинами, у яких атоми одного і того самого елемента мають різні ступені окиснення:



$H_2S$  – відновник;  $H_2SO_3$  – окисник.

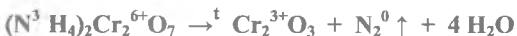
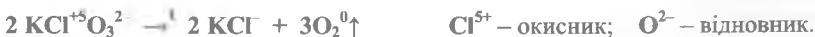


$N^3H_4Cl$  – відновник;  $NaN^{3+}O_2$  – окисник.

### Внутрішньо-молекулярні окисно-відновні реакції

Для реакцій *внутрішньо-молекулярного* окиснення характерна зміна ступенів окиснення елементів однієї молекули, тобто окисник і відновник є складовими тієї самої сполуки. Внутрішньо-молекулярні окисно-відновні реакції відбуваються, зазвичай, при термічному розкладанні речовин, що містять і окисник, і відновник.

**Приклади:**



$Cr^{6+}$  – окисник;  $N^3-$  – відновник.



$Ag^+$  – окисник;  $N^{5+}$  – окисник;  $O^{2-}$  – відновник.

## Реакції диспропорціонування

У реакції *самоокиснення-самовідновлення* здійснюється перетворення однієї сполуки на кілька, в яких атоми одного і того ж елемента набувають як вищого ступеня окиснення, так і нижчого, порівняно зі ступенем окиснення атомів цього елемента у початковій речовині, тобто відбувається *диспропорціонування* ступеня окиснення. Такі реакції можливі лише за участю речовин з проміжними ступенями окиснення, які одночасно є і окисниками, і відновниками.

**Приклади:**



Існують такі складні речовини, які у складі і катіона, і аніона містять атоми одного і того самого елемента з різними ступенями окиснення, тобто одна частина речовини є окисником, а друга – відновником. При розкладенні ці сполуки зазнають внутрішньомолекулярне окиснення – відновлення, але у цьому випадку відбувається зворотній до диспропорціонування процес вирівнювання ступенів окиснення атомів одного і того ж елемента.

**Приклади:**



### СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Для складання окисно-відновних реакцій застосовують два методи:

- метод електронного балансу;
- йонно-електронний метод (або метод напівреакцій).

Обидва методи ґрунтуються на умові, що *в окисно-відновних реакціях кількість електронів, відданих відновником, дорівнює кількості електронів, приєднаних окисником.*

Метод електронного балансу – метод розставляння коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій, у якому розглядається обмін електронами між атомами, що змінюють свій ступінь окиснення.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій варто дотримуватися такого порядку:

1. Записати схему реакції.



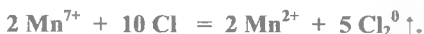
2. Визначити сполуки окисника та відновника і записати над їхніми формулами ступені окиснення елементів, у яких вони змінюються.



3. Записати дві напівреакції процесів окиснення та відновлення і визначити число електронів, відданих відновником і приєднаних окисником.



4. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.



5. Підібрати коефіцієнти для решти сполук, які брали участь в реакції. Спочатку визначити коефіцієнти для усіх катіонів (крім H<sup>+</sup>), а потім для аніонів. На основі балансу атомів водню визначити кількість молекул води.

6. Перевірити правильність запису рівняння за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.



**Йонно-електронний метод (метод напівреакцій)** – це метод розрахунку коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій, які відбуваються у водних розчинах (з урахуванням характеру середовища), у якому розглядається обмін електронами між йонами.

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій за йонно-електронним методом слід дотримуватися певних правил.

1. Встановити склад продуктів реакції і записати схему реакції.



2. Визначити ступені окиснення атомів, які їх змінюють, у реагуючих речовинах і продуктах реакції і встановити окисник і відновник.



3. Скласти йонну схему реакції, записуючи лише ті йони та молекули, які беруть участь в окисно-відновній реакції. При цьому сильні електроліти записують у вигляді йонів, а слабкі електроліти, неелектроліти, гази та нерозчинні речовини – у вигляді молекул.



4. Скласти рівняння напівреакцій окиснення і відновлення так, щоб кількості атомів кожного з елементів у лівій і правій частинах були однаковими. Якщо реагенти містять більше кисню, ніж продукт реакції, то до лівої частини напівреакції додають таку кількість йонів  $\text{H}^+$ , яка необхідна для зв'язування надлишкового кисню, а до правої частини – відповідну кількість молекул води. Якщо сума зарядів реагентів у напівреакціях більша, то до лівої частини напівреакції додають відповідну кількість електронів, і навпаки, якщо сума зарядів реагентів менша, ніж сума зарядів продуктів реакції, то від лівої частини віднімають необхідну кількість електронів.



5. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.



6. Розраховані коефіцієнти перенести у повне йонне рівняння окисно-відновної реакції.



7. Записати молекулярне рівняння і перевірити правильність запису за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.



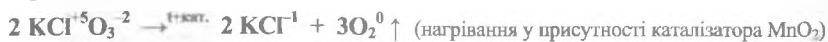
## ВПЛИВ УМОВ ПЕРЕБІГУ НА ХАРАКТЕР ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Перебіг окисно-відновних реакцій і утворення продуктів реакції залежать від певних технологічних умов процесів окиснення – відновлення: температури і присутності каталізатора, концентрації реагентів, реакції середовища.

### Вплив температури і каталізатора

Утворення певних продуктів окисно-відновних процесів залежить від температури, при якій відбувається хімічне перетворення, або ж від каталізатора, у присутності якого здійснюється реакція.

Приклади:



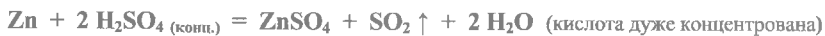


## Вплив концентрації реагентів

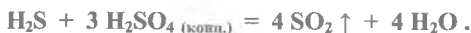
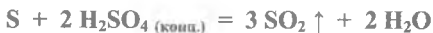
Окиснювальна здатність окисника зростає зі збільшенням його концентрації або зменшенням концентрації відновника. Підтвердженням цього є утворення різних продуктів відновлення окисників залежно від концентрації окисника у реакціях активних металів із сульфатною і нітратною кислотами.

Концентрована сульфатна кислота, маючи ступінь окиснення Сульфуру  $S^{6+}$  є сильним окисником і здатна окиснювати як метали, так і неметали з утворенням продуктів відновлення зі ступенями окиснення  $S^{4+}$  ( $SO_2 \uparrow$ ),  $S^0$  ( $S \downarrow$ )  $S^{2-}$  ( $H_2S \uparrow$ ). Ступінь окиснення Сульфуру у цих продуктах залежить як від концентрації сульфатної кислоти, так і від активності відновника: чим сильніший відновник, тим ефективніший процес відновлення. Щоб побачити вплив саме концентрації кислоти окисника для усіх окисно-відновних процесів виберемо один і той самий активний метал  $Zn$ .

### Приклади:



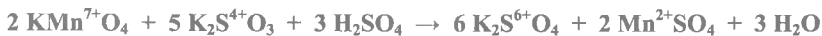
Дуже концентрована кислота відновлюється виключно до  $S^{+4}$ , бо утворені побічні продукти з нижчими ступенями окиснення сульфуру кислота теж окиснюватиме до  $SO_2$ .



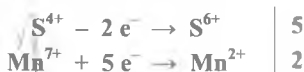
## Вплив реакції середовища на процес окиснення – відновлення

Характер перебігу окисно-відновних процесів значно залежить від реакції середовища, у якому вони відбуваються, про що свідчить утворення різних продуктів внаслідок відновлення окисника калій перманганату.

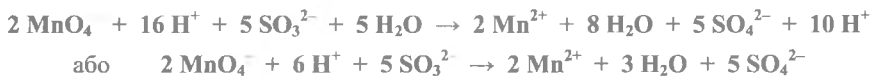
У кислому середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається за таким механізмом:



електронний баланс

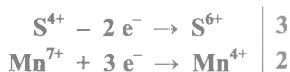
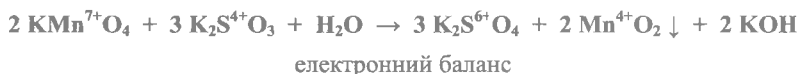


йонно-електронний баланс

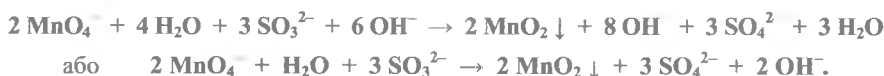
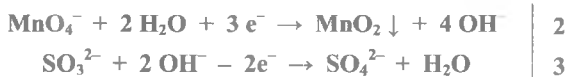


Розчин солі  $\text{KMnO}_4$  фіолетового кольору після взаємодії з підкисленим розчином  $\text{K}_2\text{SO}_3$  знебарвився внаслідок утворення безбарвного розчину солі  $\text{MnSO}_4$ . Отже, у кислому середовищі окисник перманганат-іон  $\text{MnO}_4^-$  відновився до  $\text{Mn}^{2+}$ , бо присутні йони гідрогену  $\text{H}^+$  послабили зв'язок між атомами мангану і кисню, відщепили атоми кисню і утворили з ними молекули води.

У нейтральному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається в такий спосіб:

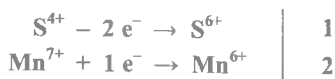


йонно-електронний баланс

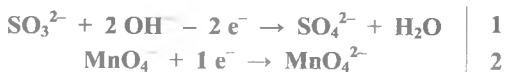


Розчин солі  $\text{KMnO}_4$  фіолетового кольору після взаємодії з розчином  $\text{K}_2\text{SO}_3$  знебарвлюється внаслідок утворення і випадання бурого осаду  $\text{MnO}_2$ . Отже, у нейтральному середовищі сильний окисник перманганат-іон  $\text{MnO}_4^-$  зазнав значно менших змін і відновився лише до  $\text{MnO}_2$ , позаяк поляризаційна дія молекул  $\text{H}_2\text{O}$  значно слабша, ніж йонів  $\text{H}^+$ .

У лужному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається таким чином:



йонно-електронний баланс

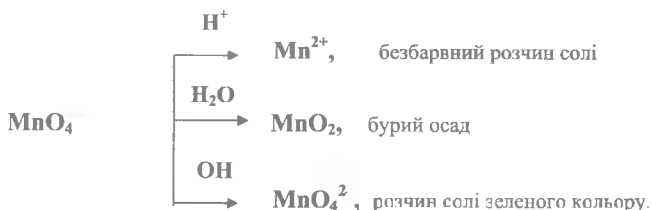


Розчин солі  $\text{KMnO}_4$  фіолетового забарвлення після взаємодії з розчином  $\text{K}_2\text{SO}_3$  перетворився на розчин солі  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  зеленого кольору. Отже, у лужному середовищі гідроксид-іони  $\text{OH}^-$  сприяють зміцненню зв'язку  $-\text{Mn}-\text{O}-$  у перманганат-іоні  $\text{MnO}_4^-$ , а внаслідок реакції число атомів кисню, зв'язаних з атомом елемента відновника зростає, оскільки їх джерелом є йони  $\text{OH}^-$ .

То ж, продуктами відновлення калій перманганату у різних середовищах є:

*Окиснена форма*

*Відновлена форма*



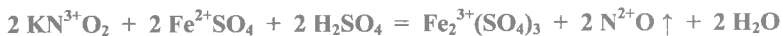
### Окисно-відновна подвійність

Окисно-відновну подвійність елементів і їхніх сполук доцільно розглядати на прикладі елементів, які мають низку характерних ступенів окиснення від максимального позитивного до максимального негативного, наприклад, Нітрогену, Сульфуру, Хлору тощо. Так, Нітроген має крайній ступінь окиснення «3-» у сполуках аміаку, солях амонію та нітридах, які виявляють властивості виключно відновників, і «5+» у нітратній кислоті і її солях, які виявляють тільки окисні властивості. Сполуки ж, які містять атоми Нітрогену з проміжними ступенями окиснення, виявляють властивості як окисників, так і відновників, залежно від хімічної природи речовини, з якою вони взаємодіють, і умов реакції.

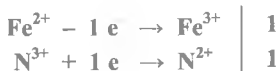
Сполуки нітрогену	$\text{NH}_3$	$\text{N}_2\text{H}_4$	$\text{NH}_2\text{OH}$	$\text{N}_2$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{NO}_2$	$\text{HNO}_3$
Ступінь окиснення	3-	2-	1-	0	1	2+	3+	4+	5+

Наприклад, нітритна кислота ( $\text{HN}^{3+}\text{O}_2$ ) та її солі нітрити є відновниками по відношенню до сильних окисників ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KClO}_3$ ) і окиснюються до нітратної кислоти і її солей. Діючи ж як окисники по відношенню до типових

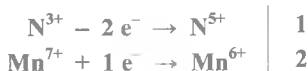
відновників ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{KI}$ ), вони відновлюються до  $\text{NO}$  або до інших сполук з нижчими ступенями окиснення, залежно від природи відновника.



електронний баланс



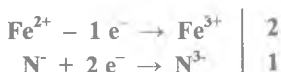
електронний баланс



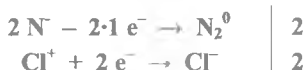
Окисно-відновну подвійність виявляють також гідроксиламін  $\text{N}^-\text{H}_2\text{OH}$  і його солі  $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4$ .



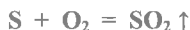
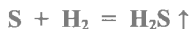
електронний баланс



електронний баланс



Сульфур у вільному вигляді виступає окисником по відношенню до Гідрогену та металів і відновником по відношенню до Оксигену та Хлору.



Гідроген (водень) у більшості випадків проявляє відновні властивості, але по відношенню до лужних і лужноземельних металів – окисні.

## Пероксид водню в окисно-відновних реакціях

Внаслідок приєднання до молекули кисню двох електронів утворюється пероксид-іон  $[\text{O}_2]^-$ , в якому атоми сполучені між собою одним двоелектронним зв'язком. Найбільше практичне значення з усіх пероксидів має гідроген

пероксид  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Сполука нестійка і легко розкладається за реакцією самоокиснення-самовідновлення:

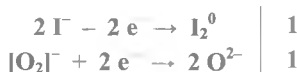


Отже, з точки зору окисно-відновних перетворень гідроген пероксид може виявляти властивості як окисника, так і відновника, залежно від хімічної природи речовини, з якою взаємодіє. Тобто гідроген пероксиду також притаманна окисно-відновна подвійність.

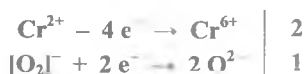
1. Здебільшого гідроген пероксид використовують як окисник.  $\text{H}_2\text{O}_2$  виявляє окисні властивості як у кислому, так і в лужному середовищах:



електронний баланс



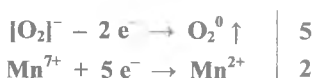
електронний баланс



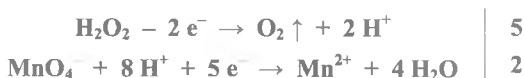
2. При взаємодії з активними окисниками гідроген пероксид виявляє відновні властивості як у кислому, так і в лужному середовищах:



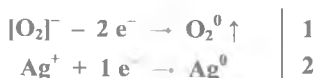
електронний баланс



йонно-електронний баланс



електронний баланс



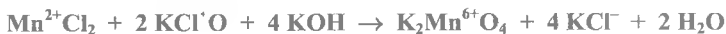
Пероксиди металів  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$  можна розглядати як солі гідроген пероксиду. Окисні властивості пероксидів виявляються значно активніше, ніж відновні.

### Окисно-відновні властивості сполук мангану

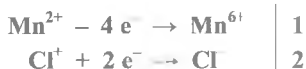
Залежно від ступеня окиснення та сполуки-партнера в окисно-відновних реакціях сполуки мангану виявляють як окисні, так і відновні властивості.

Сполуки мангану	$\text{MnSO}_4$ , $\text{Mn(OH)}_2$	$\text{MnO}_2$ , $\text{Mn(OH)}_4$	$\text{H}_2\text{MnO}_4$ , $\text{K}_2\text{MnO}_4$	$\text{HMnO}_4$ , $\text{KMnO}_4$
Ступінь окиснення	2+	4+	6+	7+

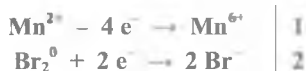
Сполуки мангану(II), зокрема солі, стійкі у кислому середовищі. В лужному середовищі  $\text{Mn}^{2+}$ , маючи найнижчий ступінь окиснення, виявляє лише відновні властивості і може окислюватися до вищих ступенів окиснення.



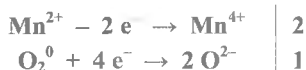
електронний баланс



електронний баланс



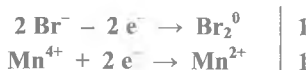
електронний баланс



Манган(IV) у сполуках має проміжний ступінь, тобто йому властива окисно-відновна подвійність. У техніці та лабораторній практиці  $\text{MnO}_2$  використовують як сильний окисник



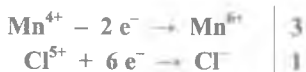
електронний баланс



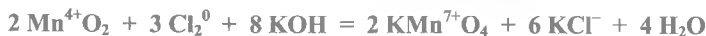
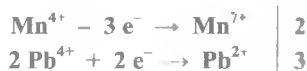
При взаємодії сполук мангану(IV) з більш активними окисниками утворюються сполуки мангану(VI) і мангану(VII)



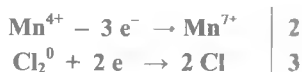
електронний баланс



електронний баланс



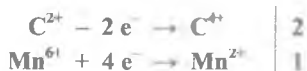
електронний баланс



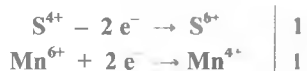
Манганати(VI) нестійкі у кислому середовищі як сильні окисники відновлюються до мангану(II), а в нейтральному до мангану(IV). Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є знебарвлення смарагдово-зелених розчинів, колір яких зумовлений аніонами  $(\text{Mn}^{6+}\text{O}_4)^{2-}$ .



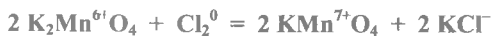
електронний баланс



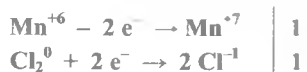
електронний баланс



Манганати(VI) стійкі лише в лужному середовищі, але під дією сильніших окисників як відновники окиснюються до  $\text{Mn}^{7+}$ , що свідчить про окисно-відновну подвійність цих сполук.



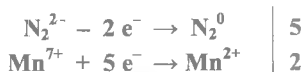
електронний баланс



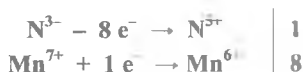
Манганати(VII) – сполуки з найвищим ступенем окиснення мангану, яким притаманні виключно окисні властивості. Манганатна кислота існує лише в розчині, а її солі – перманганати залежно від pH середовища відновлюються до сполук мангану з нижчими ступенями окиснення. Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є знебарвлення фіолетових розчинів, колір яких зумовлений аніонами ( $\text{Mn}^{7+}\text{O}_4$ )<sup>-</sup>, або зміною кольору на зелений, зумовлений аніонами ( $\text{Mn}^{6+}\text{O}_4$ )<sup>2-</sup>.



електронний баланс



електронний баланс

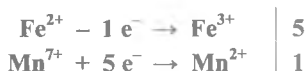


Окисно-відновні процеси за участю мангану, завдяки широкому діапазону його ступенів окиснення, відображають усі типи реакцій.

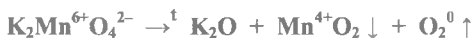
1. Міжмолекулярні:



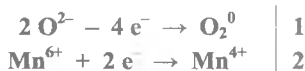
електронний баланс



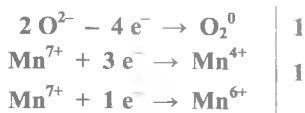
2. Внутрішньомолекулярні:



електронний баланс



електронний баланс

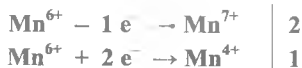




### 3. Самоокиснення-самовідновлення:



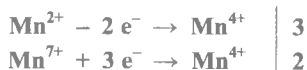
електронний баланс



4. Процес вирівнювання ступенів окиснення атомів одного і того ж елемента:



електронний баланс

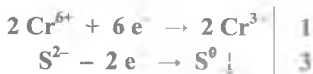


### Окисно-відновні властивості сполук хрому

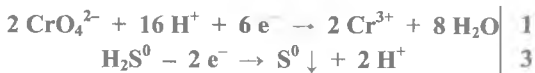
Сполуки хрому(VI) – хромати  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  і дихромати  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  є типовими сильними окисниками. В окисно-відновних реакціях у кислому середовищі (наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ступінь окиснення хрому знижується з 6+ до 3+. Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є зміна забарвлення розчинів жовтого  $\text{Na}_2\text{Cr}^{6+}\text{O}_4$  і оранжевого  $\text{K}_2\text{Cr}_2^{6+}\text{O}_7$  на сіро-синій розчин солі  $\text{Cr}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3$ .



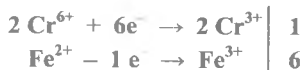
електронний баланс



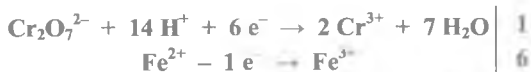
йонно-електронний баланс



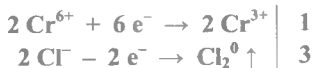
електронний баланс



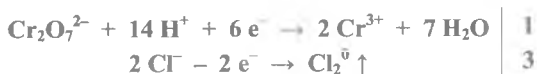
йонно-електронний баланс



електронний баланс



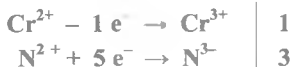
йонно-електронний баланс



Сполуки хрому(II) нестійкі, легко окиснюються та є сильними відновниками.



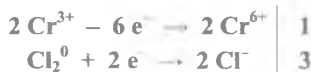
електронний баланс



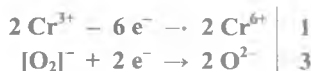
Сполуки хрому(III) – середні та комплексні солі, взаємодіючи з окисниками у лужному середовищі, виявляють відновні властивості і окиснюються до хрому(VI). Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є зміна забарвлення розчинів солей  $\text{Cr}^{3+}$  на жовте – розчинів хроматів і оранжеве – розчинів дихроматів.



електронний баланс

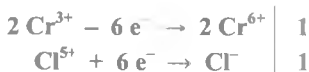


електронний баланс





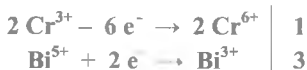
електронний баланс



Дуже активними окисниками солі хрому(III) можуть окиснюватися навіть у кислому середовищі, наприклад, бісмутатами, які виявляють сильні окисні властивості особливо у кислому середовищі.



електронний баланс



### Окисні властивості нітратної кислоти

Нітратна кислота є типовим сильним окисником, настільки сильним, що навіть при взаємодії з металами, які розміщені електрохімічному ряді напруг металів до водню, не виділяється молекулярний водень, як у реакціях з іншими сильними кислотами.

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H <sub>2</sub>	Bi	Cu	Hg	Ag	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----	----

Нітратна кислота взаємодіє з усіма металами (за винятком золота, платини, танталу, родію та іридію), перетворюючи їх на солі – нітрати. Окисником у молекулі нітратної кислоти є атом нітрогену з максимальним позитивним ступенем окиснення  $\text{N}^{5+}$ , який залежно від концентрації  $\text{HNO}_3$  і сили відновника (наприклад, активності металу) може приймати від 1 до 8 електронів, утворюючи сполуки:  $\text{N}^{4+}\text{O}_2$ ;  $\text{N}^{2+}\text{O}$ ;  $\text{N}_2^{1+}\text{O}$ ;  $\text{N}_2^0$ ;  $\text{N}^3\text{H}_3$ .

Продукти відновлення нітратної кислоти теж залежать від її концентрації (або ступеня її розведення) та сили відновника. Чим більше розведена нітратна кислота і сильніший відновник, тим глибший процес відновлення нітрогену від  $\text{N}^{4+}$  ( $\text{NO}_2 \uparrow$ ),  $\text{N}^{2+}$  ( $\text{NO} \uparrow$ ),  $\text{N}^{1+}$  ( $\text{N}_2\text{O} \uparrow$ ),  $\text{N}^0$  ( $\text{N}_2 \uparrow$ ) до  $\text{N}^{3-}$  ( $\text{NH}_3 \uparrow$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ). Щоб пересвідчитися у цьому, наведемо рівняння окисно-відновних реакцій нітратної кислоти з різним ступенем розведення та одним і тим же активним металом **Mg**.

**Приклади:**





Концентрована нітратна кислота переважно відновлюється до  $\text{N}^{4+}$  бо утворені оксиди з нижчими ступенями окиснення нітрогену окиснюватимуться кислотою далі до  $\text{NO}_2$ .



А аміак з найнижчим ступенем окиснення нітрогену  $\text{N}^{3-}$ , вступаючи в реакцію з надлишком нітратної кислоти, перетворюється на нітрат амонію.



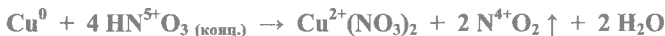
Залежність продуктів відновлення нітратної кислоти а також продуктів процесу окиснення від її концентрації чітко виявляється на прикладі реакції взаємодії  $\text{HNO}_3$  із залізом. Так, у міру розведена нітратна кислота окиснює ферум до ступеня окиснення  $\text{Fe}^{3+}$ .



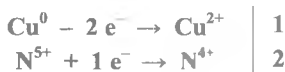
Дуже розведена нітратна кислота окиснює ферум до ступеня окиснення  $\text{Fe}^{2+}$ .



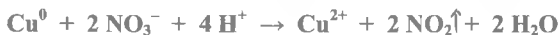
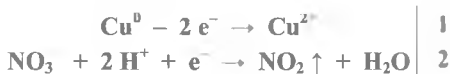
1. З купрумом, який у електрохімічному ряді напруг металів розміщений після водню, концентрована нітратна кислота взаємодіє і відновлюється до нітроген(IV) оксиду:



електронний баланс



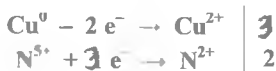
йонно-електронний баланс



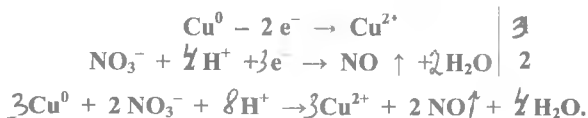
2. Розведена нітратна кислота теж взаємодіє з купрумом, проте відновлюється до нітроген(II) оксиду:



електронний баланс



йонно-електронний баланс

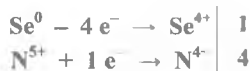


За такими ж схемами відбувається взаємодія нітратної кислоти як окисника з неметалами.

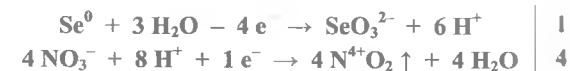
1. Взаємодія концентрованої нітратної кислоти із селеном:



електронний баланс:



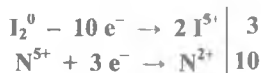
йонно-електронний баланс:



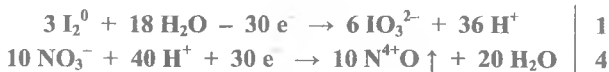
2. При взаємодії концентрованої нітратної кислоти з йодом, який теж є достатньо сильним окисником, нітроген(V) відновлюється до нітрогену(II):



електронний баланс:



йонно-електронний баланс:



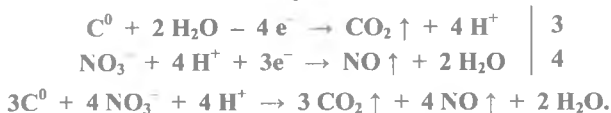
3. Взаємодія розведеної нітратної кислоти з карбоном:



електронний баланс:



йонно-електронний баланс:



Крім того від концентрації нітратної кислоти залежать не лише ступені окиснення атомів елементів у окиснених продуктах, а й властивості цих сполук. Наприклад, при взаємодії фосфору з менш розведеною  $\text{HNO}_3$  утворюється *мета*фосфатна кислота, а більш розведеною – *орто*фосфатна кислота.

**Приклади:**

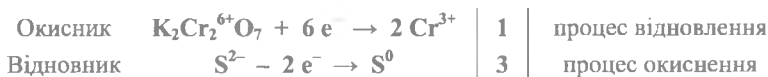


### Еквівалент сполук в окисно-відновних реакціях

У окисно-відновних реакціях окисники та відновники взаємодіють згідно із законом еквівалентів у чітко визначених кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам. У визначенні еквівалентів сполук – як окисника, так і відновника – враховують кількість відданих або приєднаних електронів, а не валентність або вміст у сполуках елементів, які змінюють ступені окиснення.

Отже, еквіваленти окисників і відновників вираховуються як відношення їхньої молекулярної маси до кількості відданих або приєднаних електронів у окисно-відновному процесі.

**Приклади:**



Молярна маса еквівалентів  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  :

$$M_{\text{E}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)} = \frac{M}{(+)\text{пe}} = \frac{2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16}{6} = 49 \text{ г/моль}$$

Молярна маса еквівалентів  $\text{H}_2\text{S}$  :

$$M_{\text{E}(\text{H}_2\text{S})} = \frac{M}{(-)\text{пe}} = \frac{2 + 32}{2 \cdot 3} = 5,66 \text{ г/моль}$$

$$\text{Отже, } M_{\text{E}} = \frac{M}{(\pm)\text{пe}}$$

де  $M$  – молекулярна маса сполуки окисника або відновника;  $\text{пe}$  – число відданих (–) чи приєднаних (+) електронів однією молекулою.

## Алгоритми складання окисно-відновних рівнянь йонно-електронним методом

**Приклад 1.** Урівняти йонно-електронним методом рівняння реакції окиснення ферум(II) сульфату манган(IV) оксидом у кислому середовищі.

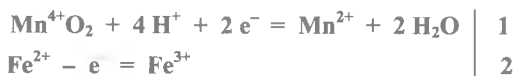
1. Записуємо формули сполук, які вступають в хімічну реакцію і продуктів реакції, складаємо схему реакції:



2. Визначаємо елементи, які змінюють ступені окиснення та йони до складу яких вони входять і записуємо йонні рівняння:



3. Визначаємо найменше спільне кратне число для кількості відданих і приданих електронів, визначаємо коефіцієнти для сполук, які змінюють ступінь окиснення. Як видно з другої напівреакції, щоб з молекули  $\text{MnO}_2$  утворити йон  $\text{Mn}^{2+}$ , необхідно зв'язати атоми кисню. У кислому середовищі йони гідрогену здатні відщепити атоми кисню і утворити з ними молекули води.



4. Підсумовуємо обидві напівреакції і складаємо йонну схему рівняння, записуємо коефіцієнти у схему рівняння.



5. Записуємо повне молекулярне рівняння з коефіцієнтами і перевіряємо правильність запису за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.



**Приклад 2.** Урівняти йонно-електронним методом рівняння реакції окиснення хром(III) сульфату бромом у лужному середовищі.

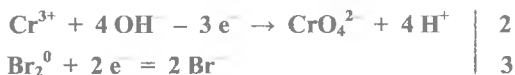
1. Встановлюємо склад продуктів реакції і записуємо схему реакції:



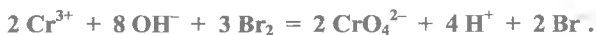
2. Визначаємо елементи, які змінюють ступені окиснення та йони, до складу яких вони входять, і записуємо йонні рівняння:



3. Визначаємо найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначаємо коефіцієнти для сполук, які змінюють ступінь окиснення. Як видно з другої напівреакції, щоб з йону  $\text{Cr}^{3+}$  утворити йон  $\text{CrO}_4^{2-}$  необхідно приєднати до нього атоми кисню, які в лужному середовищі можуть надати групи  $\text{OH}^-$ .



4. Підсумовуємо обидві напівреакції і складаємо йонну схему рівняння, записуємо коефіцієнти у схему рівняння.



5. Записуємо повне молекулярне рівняння з коефіцієнтами і перевіряємо правильність запису за загальною кількістю атомів кисню в лівій і правій його частинах.



**Приклад 3.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



**Приклад 4.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



**Приклад 5.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



**Приклад 6.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



**Приклад 7.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



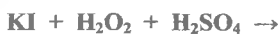
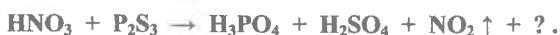
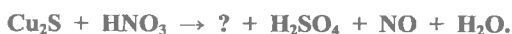
**Приклад 8.** Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом





## ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Дописати продукти реакцій, скласти електронний баланс та урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом:



## ЗАДАЧІ

1. Вирахувати еквіваленти таких окисників:  $\text{CaOCl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;  $\text{NaClO}$ ;  $\text{KIO}_3$ ;  $\text{PbO}_2$ ;  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ;  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ .
2. Вирахувати еквіваленти таких відновників:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{FeSO}_4$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ;  $\text{CuCl}$ ;  $\text{KNO}_2$ ;  $\text{NH}_2\text{OH}$ ;  $\text{SnCl}_2$ ;  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ;  $\text{MnCl}_2$ ;  $\text{N}_2\text{H}_4$ .
3.  $\text{KMnO}_4$  відновлюється в кислому середовищі до сполук, які містять йон  $\text{Mn}^{2+}$ , в нейтральному і лужному середовищі – в  $\text{MnO}_2$ , а в лужному –  $\text{MnO}_4^{2-}$ . Вирахувати еквівалент  $\text{KMnO}_4$  у кожному випадку, окремо. Яку частку грам-еквівалента складуть у кожному з випадків 6,32 г  $\text{KMnO}_4$ ?
4. Яку частку грам-еквіваленту складають такі кількості окисників:
  - а) 50 г 7%-го розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$ ;
  - б) 30 г 30%-ного розчину  $\text{HClO}_4$ .
5. Яка частина грам-еквіваленту міститься:
  - а) в 100 мл 5%-ного розчину  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ( $\rho = 1,04$ );
  - б) в 100 мл 5,7%-ного розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $\rho = 1,04$ ).
6. Який об'єм 0,08 Н розчину йоду можна відновити додаванням 40 мл розчину сульфатної кислоти, який містить 4%  $\text{SO}_2$  ( $\rho = 1,02$ )?
7. До підкисленого розчину  $\text{KI}$  додали 80 мл 0,15 Н розчину  $\text{KMnO}_4$ . Вирахувати масу йоду, що виділився.
8. Який об'єм 0,01 Н розчину калій перманганату можна відновити у присутності сульфатної кислоти за допомогою 100 мл гідроген сульфур, взятого при  $t = 10^\circ\text{C}$  і  $p = 740$  мм. рт. ст.?
9. На повне окиснення розчину ферум(II) сульфату в кислому середовищі витрачено 40 мл 0,1 Н розчину  $\text{KMnO}_4$ . Визначити масу  $\text{FeSO}_4$  у розчині.
10. На взаємодію з 30 г суміші ферум(II) сульфату і ферум(III) сульфату витрачено 4,74 г  $\text{KMnO}_4$ , підкисленого сульфатною кислотою. Визначити масову частку ферум(III) сульфату у початковій суміші (%).
11. Наважку вуглецю розчинили у концентрованій сульфатній кислоті. Утворені гази пропустили крізь розчин калій гідроксиду, об'єм якого становить 319,6 мл ( $\rho = 1,285$  г/мл;  $\omega = 30\%$ ). Після припинення реакції масова частка  $\text{KOH}$  зменшилася до 4,85 %. Яку масу вуглецю розчинили?

## ВИКОРИСТАНА ТА РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Загальна хімія / [Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Голуб О.А.]. – К.: Вища школа, 2009. – 471 с.
2. Серета А., Використання сучасної української хімічної термінології та номенклатури. Рекомендації Держстандарту України / Серета А., Голуб О., Стоєцький А. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2005. – 48 с.
3. Неділько С.А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С.А. Неділько, П.П. Попель – Київ: Либідь, 2001. – 400с.
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов – М., 2001. –744 с.
5. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія / Н.В. Романова – Київ - Ірпінь: Перун, 1998. – 480 с.
6. Корнілов М.Ю. Термінологічний посібник з хімії / Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. – К.: ІЗМН, 1996. – 256 с.
7. Пилипенко А.Т., Починок В.Я., Серета І.П., Шевченко Ф.Д. Справочник по элементарной химии / Под ред. акад. АН УССР А.Т. Пилипенко. – Киев – Наукова думка, 1985. – 560 с.
8. Глінка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глінка – Л., 1984. – 263 с.
9. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии / З.Е. Гольбрайх М.: Высшая школа, – 1984. – 224 с.
10. Глінка Н.Л. Загальна хімія / Н.Л. Глінка – К.: «Вища школа», 1982. – 608 с.
11. Серета І.П. Конкурсные задачи по химии. Поступающим в вузы. / І.П. Серета – Киев: «Вища школа», 1982. – 232с.
12. Некрасов Б.В. Основы общей химии в 2 т. / Б.В. Некрасов – М.: Химия, 1974. – Т. 1 – 1973. – 656 с.
13. Некрасов Б.В. Основы общей химии в 2 т. / Б.В. Некрасов – М.: Химия, 1974. – Т. 2 – 1973. – 688 с.
14. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія у 2 т. / А.М. Голуб – Київ: Вид-во КДУ, 1970. – Т. 1 – 1968. – 441 с.
15. Голуб А.М. Загальна та неорганічна хімія у 2 т. / А.М. Голуб – Київ: Вид-во КДУ, 1970. – Т. 2 – 1970. – 472 с.
16. Реми Г. Учебник Неорганической химии в 2 т. / Г.Реми – Л.: ОНТИ-ХИМТЕОРЕТ, 1935. – Т. 1 – 1934 – 385 с.
17. Реми Г. Учебник Неорганической химии в 2 т. / Г.Реми – Л.: ОНТИ-ХИМТЕОРЕТ, 1935. – Т. 2 – 1935 – 390 с.

«Києво-Могилянська

Авторське редагування

Надруковано у Видавничо-поліграфічному центрі НаУКМА  
Україна, 04070, м.Київ,  
вул. Сковороди, 2, корп. 3

тел. (044) 425-60-64