

Анатолій Бурбан
Михайло Брик
Луція Забава

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ
Навчально-методичний посібник

*Схвалено для використання
у загальноосвітніх навчальних закладах*



Тернопіль
Мандрівець
2011

ББК 74.262.4

Б91

*Схвалено для використання у загальноосвітніх навчальних закладах
комісією з хімії Науково-методичної ради
з питань освіти Міністерства освіти і науки України
(лист від 26. 11. 2010 р. № 1.4/18-Г-806)*

Рецензенти:

О. А. Голуб – доктор хімічних наук, професор кафедри неорганічної хімії Київського національного університету імені Тараса Шевченка;

А. М. Сич – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії Національного університету “Киево-Могилянська академія”;

В. О. Павленко – кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії Київського національного університету імені Тараса Шевченка;

Л. М. Перешивана – вчитель хімії Українського фізико-математичного ліцею Київського національного університету імені Тараса Шевченка, вчитель-методист.

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

Б91 Окисно-відновні реакції: Навчально-методичний посібник. — Тернопіль: Мандрівець, 2011. — 48 с.
ISBN 978-966-634-582-3

Посібник містить теоретичні та практичні матеріали щодо окисно-відновних реакцій, їх класифікації та класифікації окисників і відновників, подано алгоритми складання рівнянь окисно-відновних реакцій, а також завдання для самостійної роботи.

Для учнів і вчителів хімії загальноосвітніх навчальних закладів та студентів природничих і хіміко-технологічних факультетів вищих навчальних закладів за спеціальністю “Хімія”.

ББК 74.262.4

ЗМІСТ

Передмова	4
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	5
Розрахунок ступеня окиснення	7
Реакції без та зі зміною ступеня окиснення	8
Процеси окиснення та відновлення	9
Окисно-відновні властивості речовин і ступені окиснення їхніх атомів	9
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНИКІВ І ВІДНОВНИКІВ	11
Окисники	11
Відновники	14
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ	17
Міжмолекулярні окисно-відновні реакції	17
Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції	17
Реакції диспропорціювання	18
СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ	19
ВПЛИВ УМОВ ПЕРЕБІГУ НА ХАРАКТЕР ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ	22
Вплив температури і каталізатора	22
Вплив концентрації реагентів	22
Вплив реакції середовища на процес окиснення та відновлення	23
Окисно-відновна подвійність	25
Гідроген пероксид в окисно-відновних реакціях	27
Окисно-відновні властивості сполук Мангану	29
Окисно-відновні властивості сполук Хрому	32
Окисні властивості нітратної кислоти	35
Еквівалент сполук в окисно-відновних реакціях	39
Алгоритми складання окисно-відновних рівнянь йонно-електронним методом	40
ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ	43
ЗАДАЧІ	44
Використана та рекомендована література	46

Передмова

Пропонований методичний посібник “Окисно-відновні реакції” призначений для вчителів та учнів старших класів профільного рівня. За змістом викладеного матеріалу він також може бути корисний і студентам усіх спеціальностей, які вивчають хімію.

З-поміж багатьох хімічних і біологічних процесів та явищ, які нас оточують, надзвичайно важливе місце займають окисно-відновні процеси. Вони належать до числа найпоширеніших хімічних реакцій і є одними з найважливіших у природі. Так, дихання, фотосинтез, біохімічні процеси, що лежать в основі обміну речовин, мають особливе значення у життєдіяльності людського організму. Крім того, окисно-відновні процеси відіграють ключову роль і в більшості галузей людської діяльності, таких як енергетика, коксохімія, металургія, електролітичні процеси, гальванічні та паливні елементи, енергозабезпечення транспорту. Процеси горіння, окиснення та відновлення металів є хімічною основою лише цього короткого переліку галузей застосування.

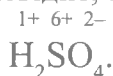
Без вивчення окисно-відновних реакцій, що є графічним відображенням окисно-відновних процесів, неможливо досягнути сучасну хімію. Пропонований посібник укладено з метою практичної допомоги учням і студентам у засвоєнні основних положень теорії окисно-відновних реакцій та вміння застосовувати ці знання для вирішення практичних завдань.

Рекомендуємо системний підхід до вивчення теми “Окисно-відновні реакції” – матеріал укладено коротко та логічно. Чітко та послідовно викладено основні положення щодо визначення поняття окисно-відновних реакцій, їх класифікації, типу і механізму їх перебігу з урахуванням впливу заданих зовнішніх умов, що розширює уявлення про механізм реакцій та сприяє поліпшенню засвоєння матеріалу учнями і студентами. Значну увагу в посібнику приділено правилам визначення ступеня окиснення елементів, формування понять окисник, відновник. Означено основні окисники і відновники та охарактеризовано їхні властивості на конкретних прикладах хімічних сполук. На кількох прикладах показано алгоритми складання окисно-відновних рівнянь методами електронного балансу та йонно-електронного (метод напівреакцій). Наведено приклади рівнянь окисно-відновних реакцій, які не повторюються в жодному з розділів. Запропоновано спосіб визначення еквівалентів сполук в окисно-відновних реакціях та рекомендовано застосування його для самостійного розв'язку завдань і розрахункових задач.

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, у складі якої міститься цей елемент) виступає *окисником*, інший елемент (або речовина, у складі якої він міститься) виступає *відновником*.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, якщо припустити, 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 H_2SO_4 ступені окиснення Гідрогену, Сульфору та Оксигену дорівнюють, відповідно, 1+, 6+, 2- і записані



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.

* Рекомендації IUPAC, 2004. Позаяк при друкуванні з електронного варіанта 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 само зі знаком, який ставиться після цифри, у схемах окисно-відновних реакцій позначаються ступені окиснення реально існуючих йонів, наприклад K^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , Cl^- , Br^- , I^- і т. д., тобто таких йонів, для яких значення ступенів окиснення близькі до їхніх ефективних зарядів. Найбільш електронегативні елементи у сполуках мають від'ємне значення ступенів окиснення, а атоми елементів з меншою електронегативністю – додатні значення.

Оскільки молекула загалом є електронейтральна, то алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у ній завжди дорівнює нулю.

Через те що ступінь окиснення – це формальне поняття, то у деяких випадках він не збігається з валентністю, яка визначається числом електронів, що беруть участь у перекриванні електронних орбіталей та утворенні спільної зв'язувальної електронної хмари (орбіталі).

Так, у молекулах водню H_2 , гідроген хлориду HCl , гідразину N_2H_4 , натрій гідриду $NaNH_2$ кожен з атомів Гідрогену віддає по одному електрону для утворення спільної зв'язувальної орбіталі, і як наслідок – валентність Гідрогену в усіх випадках однакова і дорівнює одиниці. Ступені окиснення його різні:

- у молекулі водню максимальна густина зв'язувальної орбіталі зосереджена на однаковій відстані від ядер обох рівноцінних за електронегативністю атомів Гідрогену, тому атоми зберігають електронейтральний характер, і ступінь окиснення їх дорівнює $0 - H_2^0$;
- у молекулі гідроген хлориду 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 $1+$, отже, Na^+H^- (або Na^+H^-).

Яскравим підтвердженням викладеного вище є сполука гідрозин N_2H_4 :



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

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

РОЗРАХУНОК СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ

Для обчислення ступеня окиснення елемента варто врахувати такі положення:

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

2) сталий ступінь окиснення мають атоми:

- лужних металів (1+), лужноземельних металів (2+);
- Гідрогену (1+) (крім гідридів металів NaN , 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) додатне значення ступеня окиснення елементів не може перевищувати величину, що дорівнює номеру групи у періодичній системі, у якій розміщується цей елемент;

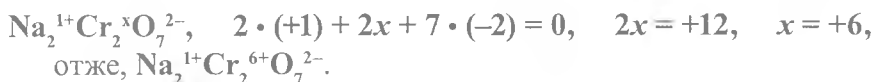
4) алгебраїчна сума від'ємних значень ступенів окиснення відповідає сумі додатних значень ступенів окиснення атомів у складі молекули і завжди дорівнює нулю, а у складному йоні ця сума дорівнює заряду йона;

✓ Приклади:



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

Приклад:



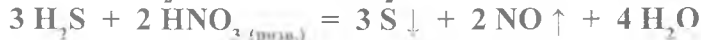
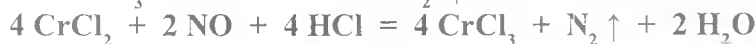
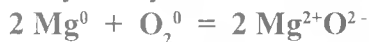
РЕАКЦІЇ БЕЗ ТА ЗІ ЗМІНОЮ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ

Існує два типи хімічних реакцій:

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



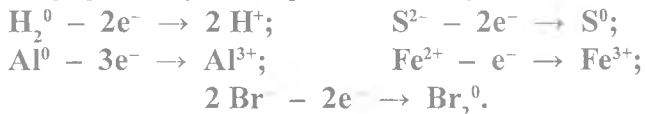
2. Реакції зі зміною валентностей (ступенів окиснення) елементів у сполуках – *окисно-відновні реакції*:



ПРОЦЕСИ ОКИСНЕННЯ ТА ВІДНОВЛЕННЯ

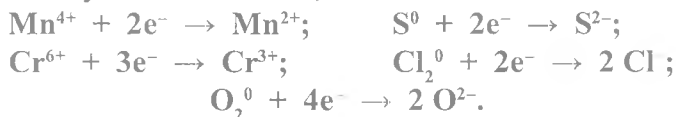
Окисно-відновні реакції відбуваються внаслідок переходу електронів від одних атомів елементів, молекул чи йонів до інших.

Окиснення – процес віддавання речовиною валентних електронів, який супроводжується зростанням ступеня окиснення:



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

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

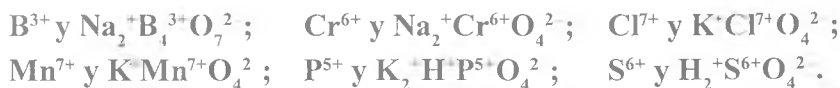


Речовини, атоми чи йони яких у таких реакціях здатні приєднувати електрони, називаються **окисниками**. У процесі реакції вони відновлюються.

ОКИСНО-ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ РЕЧОВИН І СТУПЕНІ ОКИСНЕННЯ ЇХНІХ АТОМІВ

Сполуки, які містять атоми елементів з максимальним додатним значенням ступеня окиснення, можуть бути лише **окисниками** за рахунок цих атомів, тому що вони вже віддали всі свої валентні електрони і здатні тільки приймати електрони. Максимальне додатне значення ступеня окиснення атомів елементів, переважно неметалів, дорівнює номеру групи у періодичній таблиці, до якої належать ці елементи.

✓ Приклади:



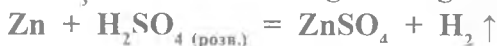
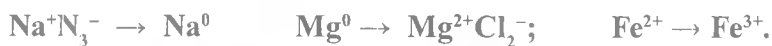
Сполуки, у складі яких містяться атоми елементів з максимальним від'ємним значенням ступеня окиснення, можуть бути лише **відновниками**, оскільки вони здатні тільки віддавати електрони, бо зовнішній енергетичний рівень завершений вісьмома електронами. Максимальне від'ємне значення ступеня окиснення можна обчислити 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 додатне значення (залежно від природи металу та кількості електронів, які віддав цей метал).

✓ *Приклади:*



Найважливіші відновники й окисники

Відновники \leftarrow	Окисники \rightarrow
Метали, водень, вугілля (карбон)	Галогени
Карбон(II) оксид (CO)	Калій перманганат (KMnO ₄)
Гідроген сульфід (H ₂ S)	Калій манганат (K ₂ MnO ₄)
Сульфур(IV) оксид (SO ₂)	Манган(IV) оксид (MnO ₂)
Сульфитна кислота H ₂ SO ₃ та її солі	Калій дихромат (K ₂ Cr ₂ O ₇)
Галогеноводневі кислоти і їхні солі	Калій хромат (K ₂ CrO ₄)
Катіони металів з нижчими ступенями окиснення: SnCl ₂ , FeCl ₂ , MnSO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃	Нітратна кислота (HNO ₃)
Нітритна кислота HNO ₂	Сульфатна кислота (H ₂ SO ₄) ^{конц}
Аміак NH ₃	Плюмбум(IV) оксид (PbO ₂)
Гідразин N ₂ H ₄	Гідроген пероксид (H ₂ O ₂)
Нітроген(II) оксид (NO)	Калій хлорат (KClO ₃)
Катод при електролізі	Анод при електролізі

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_2 , Cl_2 , Br_2 та I_2 , 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 галогенводневі кислоти **HF**, **HCl**, **HBr**, **HI**. При окисненні в лужному середовищі утворюються солі цих кислот, тобто галогеніди металів. Сульфур при підвищеній температурі виступає як окисник стосовно водню і металів. Продуктами його відновлення є гідроген сульфід і сульфіди металів.

✓ *Приклади:*



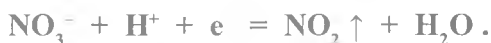
2. Окисники – оксигеновмісні кислоти та їхні солі

У складі окисників, зазвичай, містяться атоми елементів з найвищим або одним із 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.

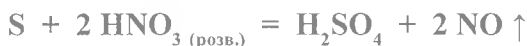
Концентрована нітратна кислота при взаємодії як з металами, так і неметалами відновлюється до NO_2 :



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:

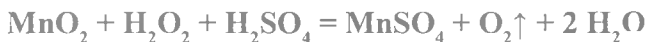


Окисники манган(IV) оксид MnO_2 , калій манганат K_2MnO_4 , калій перманганат KMnO_4 у кислому середовищі (тобто у присутності розведених сульфатної, хлоридної, нітратної чи інших кислот) відновлюються до двовалентного катіона Мангану, який утворює відповідні солі MnSO_4 , MnCl_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ за такими схемами:





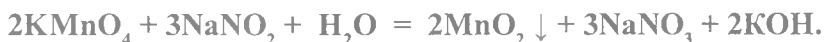
✓ Приклади:



У нейтральному або слабколужному середовищі окисники KMnO_4 та K_2MnO_4 відновлюються з утворенням манган(IV) оксиду:



✓ Приклад:



Хроматна та дихроматна кислоти і їхні солі як окисники у хімічних реакціях відновлюються до тривалентного катіона Cr^{3+} , який утворює відповідні солі CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, залежно від природи кислоти:

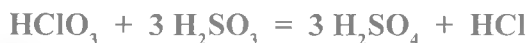


✓ Приклади:



Хлор і Бром в оксигеновмісних кислотах і їхніх солях як окисники, зазвичай, відновлюються до від'ємно заряджених іонів Cl^- та Br^- , Йод – до вільного йоду I_2 , а під дією сильніших відновників – до від'ємно зарядженого йона I^- .

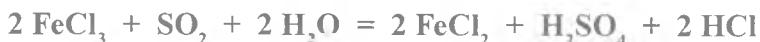
✓ Приклади:



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

До цієї групи окисників належать йони металів з вищими ступеннями 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 ступеннями окиснення можуть відновлюватися до йонів з нижчими ступеннями окиснення.

✓ Приклади:



ВІДНОВНИКИ

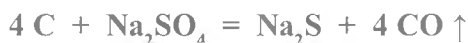
1. Відновники – прості речовини

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:*

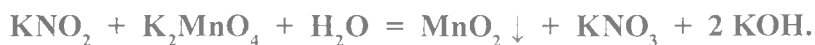
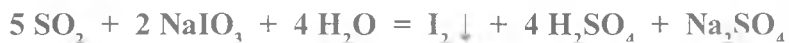


2. Відновники – оксигеновмісні кислоти і їхні солі

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, в яких отримують максимальне додатне значення ступеня окиснення:



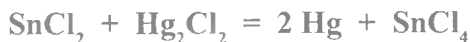
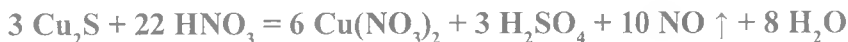
✓ *Приклади:*



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.

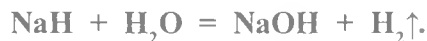
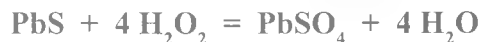
✓ Приклади:



4. Відновники – негативно заряджені прості йони

До цієї групи відновників належать негативно заряджені атоми неметалів: безоксигенові кислоти і їхні солі (H_2S , H_2Se , H_2Te , PbS , HCl , HBr , KI); сполуки неметалів з Гідрогеном (NH_3 , N_2H_4 , AsH_3 , PH_3); гідриди лужних і лужноземельних металів (NaH , CaH_2 , MgH_2). Ці відновники, віддаючи електрони, можуть окиснюватися до нейтральних атомів чи молекул або й до сполук, у яких отримують додатне значення ступеня окиснення.

✓ Приклади:



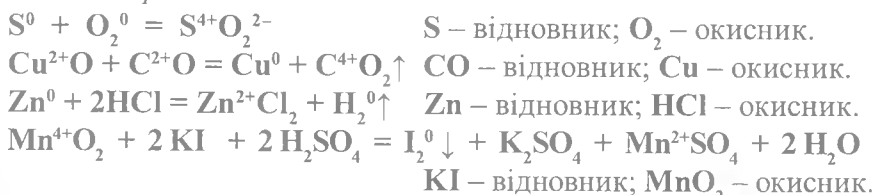
КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Розрізняють три типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціювання (реакції самоокиснення-самовідновлення).

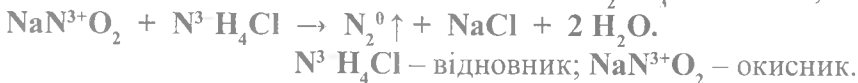
МІЖМОЛЕКУЛЯРНІ ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

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

✓ Приклади:



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

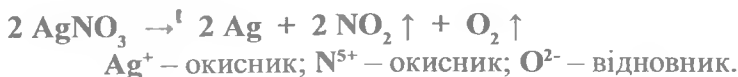
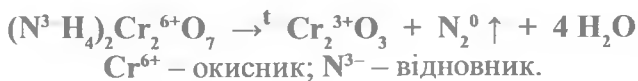


ВНУТРІШНЬОМОЛЕКУЛЯРНІ ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

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

✓ Приклади:

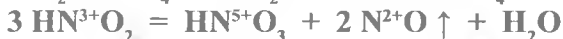
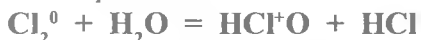




РЕАКЦІЇ ДИСПРОПОРЦІЮВАННЯ

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

✓ *Приклади:*



Існують такі складні речовини, які у складі і катіона, й аніона містять атоми одного і того самого елемента з різними ступенями окиснення, тобто одна частина речовини є окисником, а друга – відновником. Під час розкладання ці сполуки зазнають внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення, але у цьому випадку відбувається зворотній до диспропорціювання процес вирівнювання ступенів окиснення атомів одного і того самого 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.



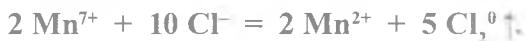
2. Визначити сполуки окисника та відновника і записати над їхніми формулами ступені окиснення елементів, у яких вони змінюються.



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. Дібрати коефіцієнти для решти сполук, які брали участь у реакції. Спочатку визначити коефіцієнти для всіх катіонів (крім H^+), а потім для аніонів. На основі балансу атомів Гідрогену визначити кількість молекул води.

6. Перевірити правильність запису рівняння за загальною кількістю атомів Оксигену 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 треба дотримуватися певних правил.

1. Встановити склад продуктів реакції і записати схему реакції.



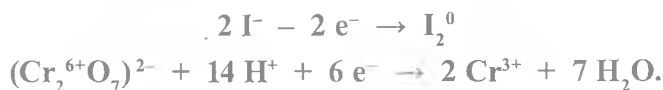
2. Визначити ступені окиснення атомів, які їх змінюють, у реагуючих речовинах і продуктах реакції і зазначити окисник і відновник.



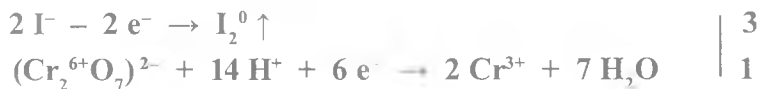
3. Скласти йонну схему реакції, записуючи лише ті йони та молекули, які беруть участь в окисно-відновній реакції. При цьому сильні електроліти записують у вигляді йонів, а слабкі електроліти, неелектроліти, гази та нерозчинні речовини – у вигляді молекул.



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 Оксигену, ніж продукт реакції, то до лівої частини напівреакції додають таку кількість йонів H^+ , яка необхідна для зв'язування надлишкового Оксигену, 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 потрібну кількість електронів.



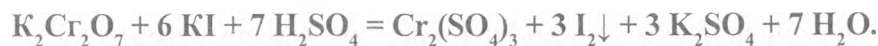
5. Визначити найменше спільне кратне число для кількості відданих і приєднаних електронів, визначити коефіцієнти для сполук, які містять елементи, що змінюють ступінь окиснення, та записати їх у схему рівняння.



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



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



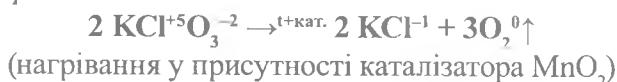
ВПЛИВ УМОВ ПЕРЕБІГУ НА ХАРАКТЕР ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

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 TEMПЕРАТУРИ 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:*



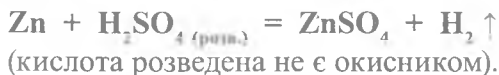
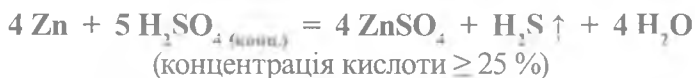
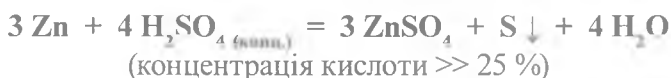
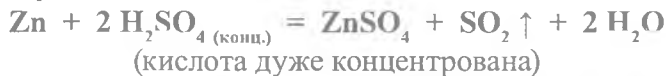
ВПЛИВ КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГЕНТІВ

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.

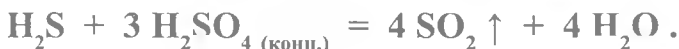
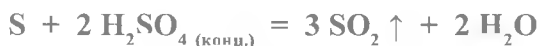
Концентрована сульфатна кислота, маючи ступінь окиснення Сульфуру S^{6+} , є сильним окисником і здатна окиснювати як метали, так і неметали з утворенням продуктів відновлення зі ступенями окиснення S^{4+} (SO_2 , \uparrow), S^0 (S \downarrow) S^{2-} (H_2S \uparrow). Ступінь окиснення Сульфуру в цих продуктах залежить як від концентрації сульфатної кислоти, так і від активності

відновника: що сильніший відновник, то ефективніший процес відновлення. Щоб побачити вплив саме концентрації кислоти-окисника для всіх окисно-відновних процесів, виберемо один і той самий активний метал Zn.

✓ Приклади:



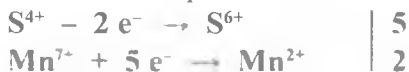
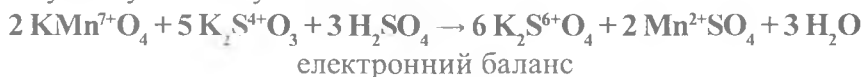
Дуже концентрована кислота відновлюється виключно до S^{+4} , бо утворені побічні продукти з нижчими ступенями окиснення Сульфуру кислота також окиснюватиме до SO_2 .



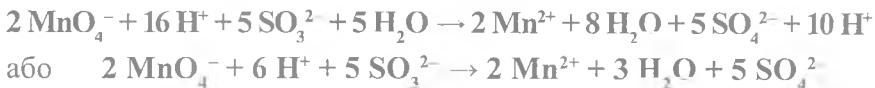
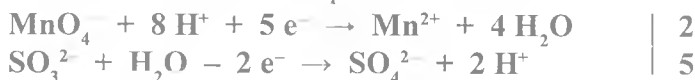
ВПЛИВ РЕАКЦІЇ СЕРЕДОВИЩА НА ПРОЦЕС ОКИСНЕННЯ-ВІДНОВЛЕННЯ

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 у такий спосіб:

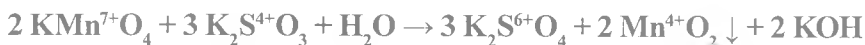


йонно-електронний баланс

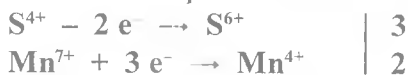


Розчин солі KMnO_4 фіолетового кольору після взаємодії з підкисленим розчином K_2SO_3 знебарвився внаслідок утворення безбарвного розчину солі MnSO_4 . Отже, у кислому середовищі окисник перманганат-іон MnO_4^- відновився до Mn^{2+} , бо присутні йони Гідрогену H^+ послабили зв'язок між атомами Мангану й Оксигену, відщепили атоми Оксигену й утворили з ними молекули води.

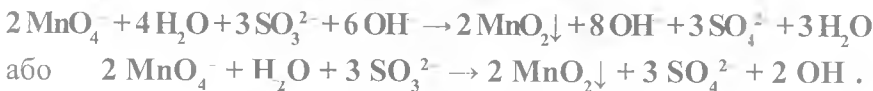
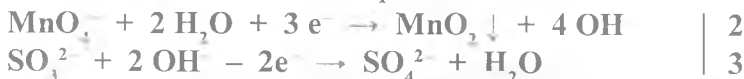
У нейтральному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається в такий спосіб:



електронний баланс



йонно-електронний баланс



Розчин солі KMnO_4 фіолетового кольору після взаємодії з розчином K_2SO_3 знебарвлюється внаслідок утворення і випадання бурого осаду MnO_2 . Отже, у нейтральному середовищі сильний окисник перманганат-іон MnO_4^- зазнав значно менших змін і відновився лише до MnO_2 , позаяк поляризаційна дія молекул H_2O значно слабша, ніж йонів H^+ .

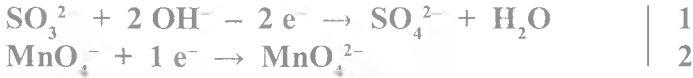
У лужному середовищі процес відновлення калій перманганату відбувається у такий спосіб:



електронний баланс



йонно-електронний баланс

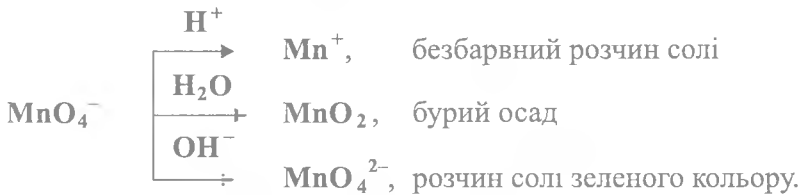


Розчин солі KMnO_4 фіолетового забарвлення після взаємодії з розчином K_2SO_3 перетворився на розчин солі K_2MnO_4 зеленого кольору. Отже, у лужному середовищі гідроксид-іони OH^- сприяють зміцненню зв'язку $-\text{Mn}-\text{O}-$ у перманганат-іоні MnO_4^- а внаслідок реакції число атомів Оксигену, зв'язаних з атомом елемента відновника, зростає, оскільки їх джерелом є йони OH^- .

Отже, продуктами відновлення калій перманганату в різних середовищах є:

Окиснена форма

Відновлена форма



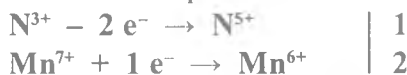
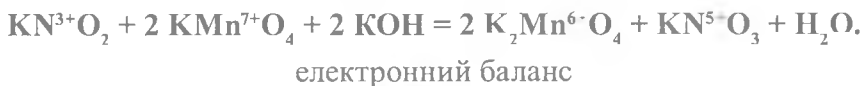
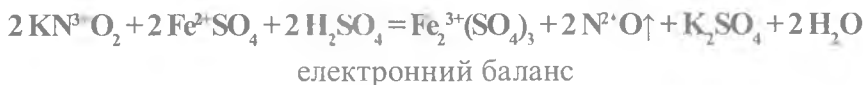
ОКИСНО-ВІДНОВНА ПОДВІЙНІСТЬ

Окисно-відновну подвійність елементів і їхніх сполук доцільно розглядати на прикладі елементів, які мають низку характерних ступенів окиснення від максимального додатного значення до максимального від'ємного значення, наприклад, Нітрогену, Сульфуру, Хлору тощо. Так, Нітроген має крайній ступінь окиснення “3-” у сполуках аміаку, солях амонію та нітридах, які мають властивості виключно відновників, і “5+”

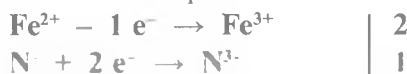
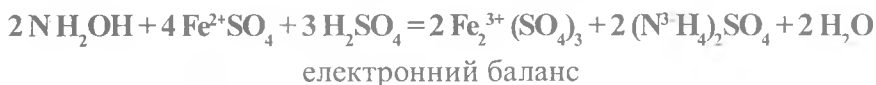
у нітратній кислоті і її солях, які мають тільки окисні властивості. Сполуки, які містять атоми Нітрогену з проміжними ступенями окиснення, мають властивості як окисників, так і відновників, залежно від хімічної природи речовини, з якою вони взаємодіють, і умов реакції.

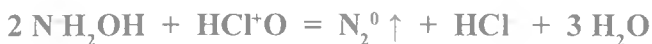
Сполуки Нітрогену	NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	HNO_3
Ступінь окиснення	3-	2-	1-	0	1	2+	3+	4+	5+

Наприклад, нітритна кислота (HN^{3+}O_2) та її солі нітрити є відновниками стосовно сильних окисників (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3) і окиснюються до нітратної кислоти і її солей. Діючи ж як окисники щодо типових відновників (H_2S , HI , KI), вони відновлюються до NO або до інших сполук з нижчими ступенями окиснення, залежно від природи відновника.

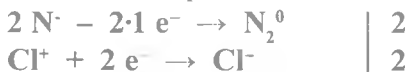


Окисно-відновну подвійність виявляють також гідроксиламін $\text{N}^-\text{H}_2\text{OH}$ і його солі $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$, $(\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4$.

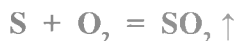
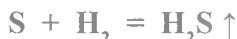




електронний баланс



Сульфур у вільному вигляді виступає окисником щодо Гідрогену та металів і відновником стосовно Оксигену та Хлору.



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

ГІДРОГЕН ПЕРОКСИД В ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЯХ

Внаслідок приєднання до молекули кисню двох електронів утворюється пероксид-іон $[\text{O}_2]^-$, у якому атоми сполучені між собою одним двохелектронним зв'язком. Найбільше практичне значення з усіх пероксидів має гідроген пероксид H_2O_2 . Сполука нестійка і легко розкладається за реакцією самоокиснення-самовідновлення:

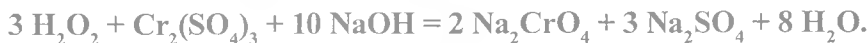
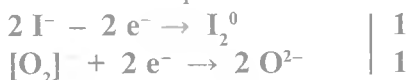


Отже, з погляду окисно-відновних перетворень гідроген пероксид має властивості як окисника, так і відновника, залежно від хімічної природи речовини, з якою взаємодіє. Тобто гідроген пероксиду також властива окисно-відновна подвійність.

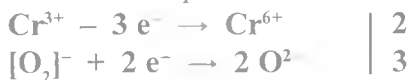
1. Здебільшого гідроген пероксид використовують як окисник. H_2O_2 має окисні властивості як у кислому, так і в лужному середовищах:



електронний баланс



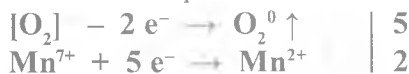
електронний баланс



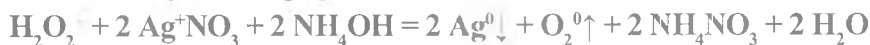
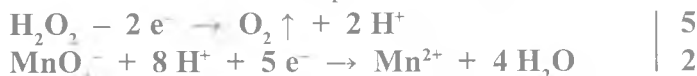
2. При взаємодії з активними окисниками гідроген пероксид має відновні властивості як у кислому, так і в лужному середовищах:



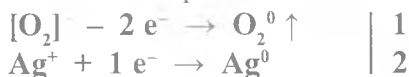
електронний баланс



йонно-електронний баланс



електронний баланс



Пероксиди металів Na_2O_2 , BaO_2 можна розглядати як солі гідроген пероксиду. Окисні властивості пероксидів виявляються значно активніше, ніж відновні.

✓ Приклади:



ОКИСНО-ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК МАНГАНУ

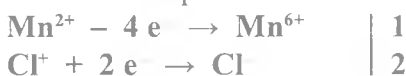
Залежно від ступеня окиснення та сполуки-партнера в окисно-відновних реакціях сполуки Мангану виявляють як окисні, так і відновні властивості.

Сполуки Мангану	MnSO_4 , Mn(OH)_2	MnO_2 , Mn(OH)_4	H_2MnO_4 , K_2MnO_4	HMnO_4 , KMnO_4
Ступінь окиснення	2+	4+	6+	7+

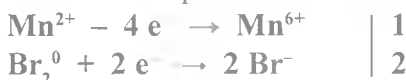
Сполуки Мангану(II), зокрема солі, стійкі у кислому середовищі. У лужному середовищі Mn^{2+} , маючи найнижчий ступінь окиснення, має лише відновні властивості і може окиснюватися до вищих ступенів окиснення.



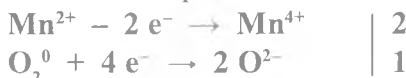
електронний баланс



електронний баланс



електронний баланс



Манган(IV) у сполуках має проміжний ступінь, тобто йому властива окисно-відновна подвійність. У техніці та лабораторній практиці MnO_2 використовують як сильний окисник



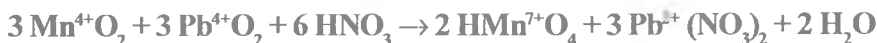
електронний баланс



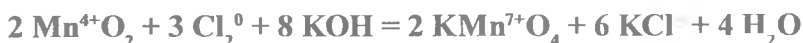
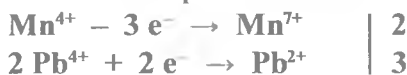
При взаємодії сполук Мангану(IV) з більш активними окисниками утворюються сполуки Мангану(VI) і Мангану(VII)



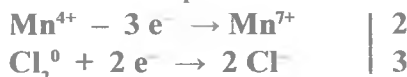
електронний баланс



електронний баланс



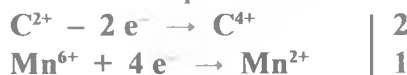
електронний баланс



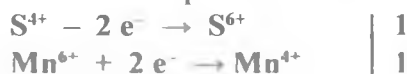
Манганати(VI) нестійкі у кислому середовищі як сильні окисники відновлюються до Мангану(II), а в нейтральному – до Мангану(IV). Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є знебарвлення смарагдово-зелених розчинів, колір яких зумовлений аніонами $(\text{Mn}^{6+}\text{O}_4)^{2-}$



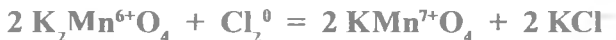
електронний баланс



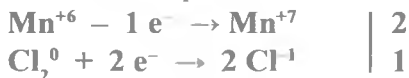
електронний баланс



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



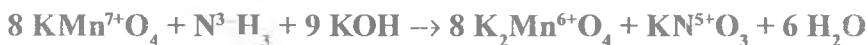
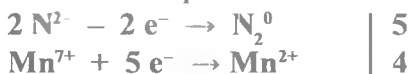
електронний баланс



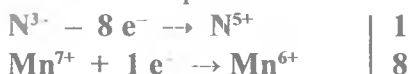
Манганати(VII) – сполуки з найвищим ступенем окиснення Мангану, яким притаманні виключно окисні властивості. Манганатна кислота існує лише в розчині, а її солі – перманганати – залежно від pH середовища відновлюються до сполук Мангану з нижчими ступенями окиснення. Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є знебарвлення фіолетових розчинів, колір яких зумовлений аніонами (Mn^{7+}O_4), або зміною кольору на зелений, зумовлений аніонами (Mn^{6+}O_4)²⁻



електронний баланс



електронний баланс



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

1. Міжмолекулярні:



електронний баланс



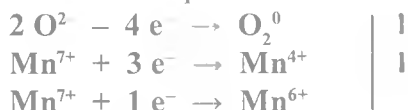
2. Внутрішньомолекулярні:



електронний баланс



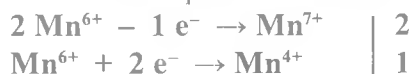
електронний баланс



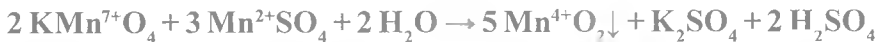
3. Самоокиснення-самовідновлення:



електронний баланс



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



електронний баланс

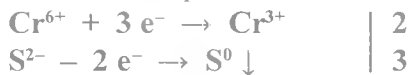


ОКИСНО-ВІДНОВНІ ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК ХРОМУ

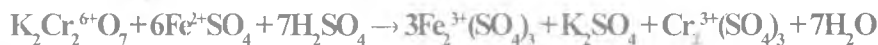
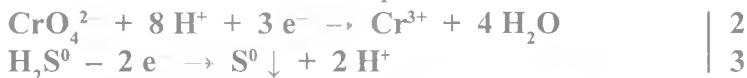
Сполуки Хрому(VI) – хромати Na_2CrO_4 і дихромати $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ є типовими сильними окисниками. В окисно-відновних реакціях у кислому середовищі (наприклад, H_2SO_4) ступінь окиснення Хрому знижується з 6+ до 3+. Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є зміна забарвлення розчинів жовтого $\text{Na}_2\text{Cr}^{6+}\text{O}_4$ та оранжевого $\text{K}_2\text{Cr}_2^{6+}\text{O}_7$ на сіро-синій розчин солі $\text{Cr}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3$.



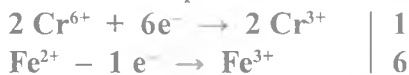
електронний баланс



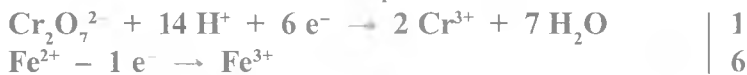
йонно-електронний баланс



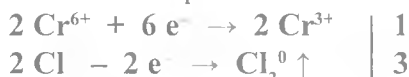
електронний баланс



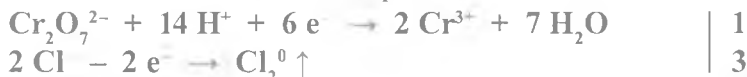
йонно-електронний баланс



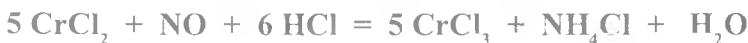
електронний баланс



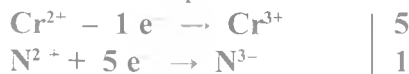
йонно-електронний баланс



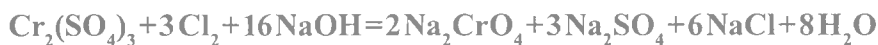
Сполуки Хрому(II) нестійкі, легко окиснюються та є сильними відновниками.



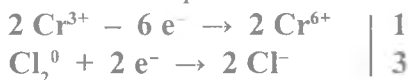
електронний баланс



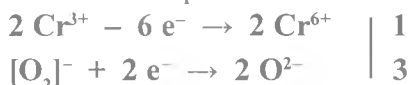
Сполуки Хрому(III) – середні та комплексні солі, взаємодіючи з окисниками у лужному середовищі, мають відновні властивості й окиснюються до Хрому(VI). Зовнішньою ознакою хімічних реакцій є зміна забарвлення розчинів солей Cr^{3+} на жовте – розчинів хроматів і оранжеве – розчинів дихроматів.



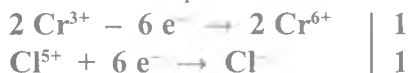
електронний баланс



електронний баланс



електронний баланс



Дуже активними окисниками є солі Хрому(III). Вони можуть окиснюватися навіть у кислому середовищі, наприклад, бісмутатами, які мають сильні окисні властивості особливо у кислому середовищі.



електронний баланс



ОКИСНІ ВЛАСТИВОСТІ НІТРАТНОЇ КИСЛОТИ

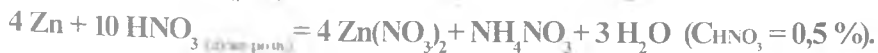
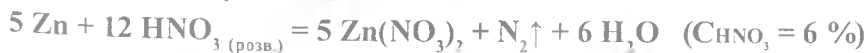
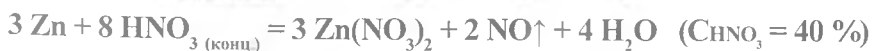
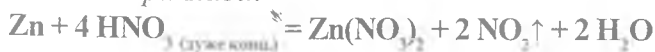
Нітратна кислота є типовим сильним окисником, настільки сильним, що навіть при взаємодії з металами, які розміщені в електрохімічному ряді напруг металів до водню, не виділяється молекулярний водень, як у реакціях з іншими сильними кислотами.

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	Pt ₂	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 додатним значенням ступеня окиснення N^{5+} , який залежно від концентрації HNO_3 і сили відновника (наприклад, активності металу) може приймати від 1 до 8 електронів, утворюючи сполуки: $N^{4+}O_2$; $N^{2+}O$; $N_2^{1+}O$; N_2^0 ; N^3-H_3 .

Продукти відновлення нітратної кислоти також залежать від її концентрації (або ступеня її розведення) та сили відновника. Що більше розведена нітратна кислота і сильніший відновник, то глибший процес відновлення Нітрогену від N^{4+} ($NO_2 \uparrow$), N^{2+} ($NO \uparrow$), N^{1+} ($N_2O \uparrow$), N^0 ($N_2 \uparrow$) до N^{3-} ($NH_3 \uparrow$, NH_4NO_3). Щоб пересвідчитися у цьому, наведемо рівняння окисно-відновних реакції нітратної кислоти з різним ступенем розведення і активним металом **Zn**.

✓ *Приклади:*



Концентрована нітратна кислота переважно відновлюється до N^{4+} , бо утворені оксиди з нижчими ступенями окиснення Нітрогену окиснюватимуться кислотою далі до NO_2 .



Аміак з найнижчим ступенем окиснення Нітрогену N^{3-} , вступаючи в реакцію з надлишком нітратної кислоти, перетворюється на амоній нітрат.



Залежність продуктів відновлення нітратної кислоти, а також продуктів процесу окиснення від її концентрації чітко простежується на прикладі реакції взаємодії HNO_3 із залізом. Так, у міру розведена (середньої концентрації) нітратна кислота окиснює Ферум до ступеня окиснення Fe^{3+} .

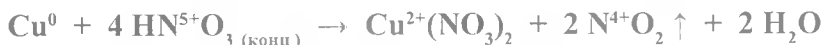


Розведена та дуже розведена нітратна кислота окиснює Ферум до ступеня окиснення Fe^{2+} .

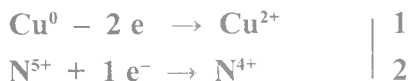


Концентрована нітратна кислота пасивує залізо завдяки утворенню на його поверхні тонкої оксидної плівки.

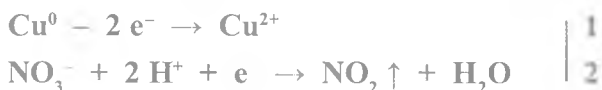
1. З купрумом, який у електрохімічному ряді напруг металів розміщений після водню, концентрована нітратна кислота взаємодіє і відновлюється до нітроген(IV) оксиду:



електронний баланс



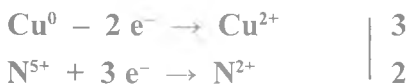
йонно-електронний баланс



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



електронний баланс



йонно-електронний баланс

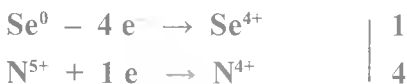


За такими самими схемами відбувається взаємодія нітратної кислоти як окисника з неметалами.

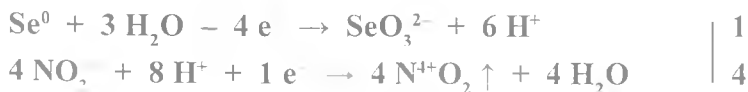
1. Взаємодія концентрованої нітратної кислоти із селеном:



електронний баланс



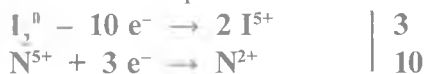
йонно-електронний баланс:



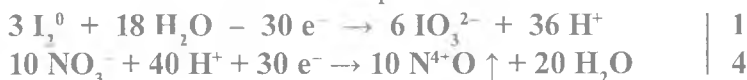
2. При взаємодії концентрованої нітратної кислоти з йодом, який також є достатньо сильним окисником, нітроген(V) відновлюється до нітрогену(II):



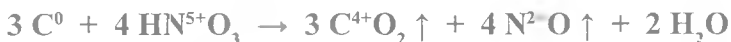
електронний баланс



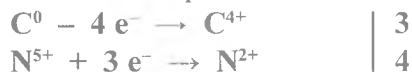
йонно-електронний баланс:



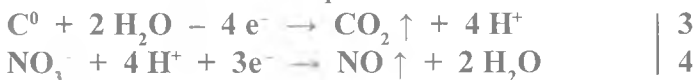
3. Взаємодія розведеної нітратної кислоти з Карбоном:



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 HNO_3 утворюється *мета*фосфатна кислота, а більш розведеною – *орто*фосфатна кислота.

✓ Приклади:

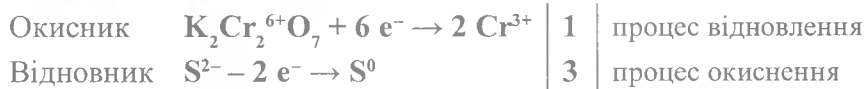


ЕКВІВАЛЕНТ СПОЛУК В ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЯХ

В 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 обчислюються як відношення їхньої молекулярної маси до кількості відданих або приєднаних електронів у окисно-відновному процесі.

✓ *Приклади:*



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

$$M_E(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{M}{(+)\text{ne}^-} = \frac{2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16}{6} = 49 \text{ г/моль}$$

Молярна маса еквівалентів H_2S :

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

$$\text{Отже, } M_E = \frac{M}{(\pm)\text{ne}^-}$$

де M – молекулярна маса сполуки окисника або відновника;
 ne^- – число відданих (–) чи приєднаних (+) електронів однією молекулою.

АЛГОРИТМИ СКЛАДАННЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РІВНЯНЬ ЙОННО-ЕЛЕКТРОННИМ МЕТОДОМ

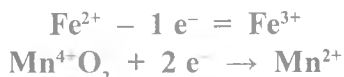
✓ Приклад 1.

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, у складі яких вони містяться, 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 молекули MnO_2 утворити йон Mn^{2+} , треба зв'язати атоми Оксигену. У кислому середовищі йони Гідрогену здатні відщепити атоми Оксигену й 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 Оксигену в лівій і правій його частинах.



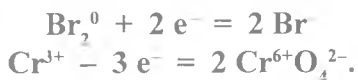
✓ Приклад 2.

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

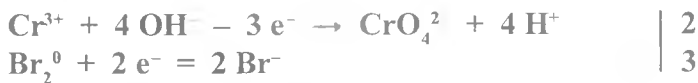
1. Встановлюємо склад продуктів реакції і записуємо схему реакції:



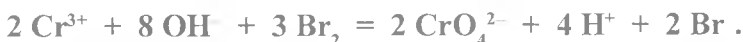
2. Визначаємо елементи, які змінюють ступені окиснення, та йони, у складі яких вони містяться, і записуємо йонні рівняння:



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 йона Cr^{3+} утворити йон CrO_4^{2-} , треба приєднати до нього атоми Оксигену, які в лужному середовищі можуть надати групи 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 Оксигену в лівій і правій його частинах.



✓ Приклад 3.

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом



✓ *Приклад 4.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 5.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{MnCl}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 6.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 7.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{KMnO}_4 + \text{SnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 8.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{CrCl}_2 + \text{NO} + \text{HCl} = \text{CrCl}_3 + \text{N}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 9.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 10.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{KMnO}_4 + \text{N}_2\text{H}_6\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 11.*

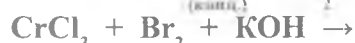
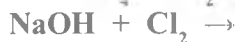
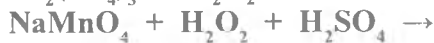
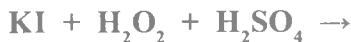
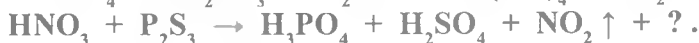
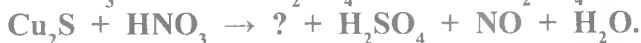
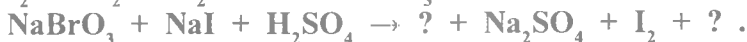
Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{As}_2\text{S}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$

✓ *Приклад 12.*

Урівняти рівняння реакції йонно-електронним методом
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NH}_3\text{OHCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{N}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}.$

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

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



ЗАДАЧІ

1. Обчислити еквіваленти таких окисників: CaOCl_2 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; NaClO ; KIO_3 ; PbO_2 ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; Na_2CrO_4 ; K_2MnO_4 .

2. Обчислити еквіваленти таких відновників: Na_2SO_3 ; FeSO_4 ; H_3PO_3 ; CuCl ; KNO_2 ; NH_2OH ; SnCl_2 ; $\text{Cr}(\text{NO})_3$; MnCl_2 ; N_2H_4 .

3. KMnO_4 відновлюється в кислому середовищі до сполук, які містять йон Mn^{2+} , у нейтральному і лужному середовищах – до MnO_2 , а в лужному – MnO_4^{2-} . Обчислити еквівалент KMnO_4 у кожному випадку окремо. Яку частку грам-еквівалента становитимуть у кожному з випадків 6,32 г KMnO_4 ?

4. Яку частку грам-еквівалента становлять такі кількості окисників:

- а) 50 г 7 відсоткового розчину H_2O_2 ;
- б) 30 г 30 відсоткового розчину HClO_4 ?

5. Яка частина грам-еквівалента міститься:

- а) у 100 мл 5 відсоткового розчину K_2CrO_4 ($\rho = 1,04$);
- б) в 100 мл 5,7 відсоткового 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 сульфитної кислоти, який містить 4 % SO_2 ($\rho = 1,02$)?

7. До підкисленого розчину KI додали 80 мл 0,15 Н розчину KMnO_4 . Обчислити 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 KMnO_4 . Обчислити масу FeSO_4 у розчині.

10. На взаємодію із 30 г суміші ферум(II) сульфату і ферум(III) сульфату витрачено 4,74 г KMnO_4 , підкисленою сульфатною кислотою. Визначити масову частку ферум(III) сульфату в початковій суміші (%).

11. Наважку вуглецю розчинили у концентрованій сульфатній кислоті. Утворені газу пропустили крізь розчин калій гідроксиду, об'єм якого становить 319,6 мл ($\rho = 1,285$ г/мл; $\omega = 30$ %). Після припинення реакції масова частка КОН зменшилася до 4,85 %. Яку масу вуглецю розчинили?

12. Внаслідок взаємодії 24,5 г суміші калій перманганату і манган(IV) оксиду з надлишком хлоридної кислоти утворилося 7,84 л хлору (за н. у.). Визначити склад суміші у відсотках.

13. У результаті взаємодії 1,2 г металу з нітратною кислотою виділилося 348 мл нітроген(II) оксиду при температурі 27 °С і тиску 672 мм рт. ст. Який це метал?

14. При взаємодії калій дихромату, підкисленою сульфатною кислотою, із гідроген сульфідом одержали осад масою 22,4 г. Осад відфільтрували та розчинили у надлишку концентрованої сульфатної кислоти. Який газ виділився і який його об'єм (за н. у.)? Визначити об'єм газу (за н. у.), що виділиться, якщо сульфатну кислоту замінити на розведену нітратну кислоту.

15. Який об'єм сульфатної кислоти (концентрація – 78 %, $\rho = 1,71$) потрібно взяти для розчинення 4 г суміші міді та купрум(II) оксиду, якщо відомо, що в результаті розчинення такої самої кількості суміші у розведеній нітратній кислоті виділяється 560 мл нерозчинного у воді газу?

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

14. Некрасов Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Некрасов Б. В. — Москва: Химия, 1974. — Т. 2. — 1973. — 688 с.
15. Реми Г. Учебник неорганической химии: в 2 т. / Реми Г. — Ленинград: ОНТИ-ХИМТЕОРЕТ, 1935. — Т. 1. — 1934 — 385 с.
16. Реми Г. Учебник неорганической химии: в 2 т. / Реми Г. — Ленинград: ОНТИ-ХИМТЕОРЕТ, 1935. — Т. 2. — 1935 — 390 с.
17. Серeda И. П. Конкурсные задачи по химии: поступающим в вузы / Серeda И. П. — К.: Вища школа, 1982. — 232 с.

Наукова бібліотека
Національного університету
«Києво-Могилянська»

Навчально-методичне видання

БУРБАН Анатолій Флавіанович
БРИК Михайло Теодорович
ЗАБАВА Луція Казимирівна

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Навчально-методичний посібник

*Схвалено для використання
у загальноосвітніх навчальних закладах*

Керівник проекту *Б. Фенюк*
Головний редактор *І. Дворницька*
Редактор *К. Гілінська*
Літературний редактор *А. Семенова*
Технічний редактор *А. Трут*
Обкладинка *О. Курила*

Підписано до друку 19. 05. 2011. Формат 60x84 /16. Друк офсетний. Гарнітура Шкільна.
Папір офсетний. Ум. друк. арк. 2,8. Обл.-вид. арк. 3,3. Наклад 500.
Видавництво "Мандрівець", свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 3650 від 22. 12. 2009 р.
46020, м. Тернопіль, вул. Текстильна, 18. Тел. (0352) 43-39-62, 42-39-62, тел./факс (0352) 52-43-38.
Друк з готових діапозитивів: ТОВ "Терно-граф", м. Тернопіль, вул. Текстильна, 18.