

## Лекція. 11.

### Тема. ОКСИДАЦІЙНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.

**Мета.** Навчитися визначати оксидник і відновник в оксидційно-відновних реакціях (ОВР); визначати оксидційно-відновну здатність (ОВ) частинок у залежності від ступеня окиснення елементів і від положення елементів у періодичній системі Д.І. Менделєєва; підбирати коефіцієнти в рівняннях ОВР за методом електронно-іонного балансу; користуватися стандартними оксидційно-відновними потенціалами (  $\varphi_{\text{ox/red}}$  ) для складання рівнянь ОВР; визначати напрямок ОВР за значенням електрорушійної сили реакції

### Вступ.

Оксидційно-відновні та електрохімічні реакції є невід'ємною складовою практично всіх природних і виробничих процесів, зокрема, вони широко застосовуються для добування і синтезу речовин, що входять до складу сучасних матеріалів. Основною ознакою таких процесів є зміщення електронів до окисника (атома більш електронегативного елемента) або повне їх передавання. Причому на відміну від звичайних оксидційно-відновних реакцій, під час яких відбувається безпосередня передача електронів від відновника до окисника, особливістю електрохімічних процесів є просторове розділення процесів окиснення та відновлення. Зауважимо також, що оксидційно-відновною є будь-яка хімічна реакція за участю металів – основних компонентів металічних матеріалів.

Наприклад, електрохімічними процесами є добування металів за допомогою електролізу та їх руйнування внаслідок електрохімічної корозії. З огляду на поширення та важливість оксидційно-відновних і електрохімічних процесів вивчення особливостей їх перебігу дозволить хіміку краще зрозуміти сутність як методів добування речовин, так і способів поліпшення якостей металічних матеріалів за рахунок їх захисту від корозії.

### План.

1. Характерні ознаки реакцій оксидції-відновлення
2. Основні поняття оксидційно-відновних процесів
3. Типові оксидники та відновники
4. Типи оксидційно-відновних реакцій
5. Основні правила складання рівнянь окислювально-відновних реакцій

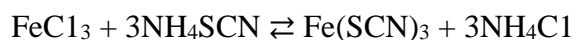
### Зміст лекції.

#### 1. Характерні ознаки реакцій оксидції-відновлення

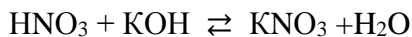
Усі хімічні реакції можна поділити на два типи.

1. Реакції, які протікають без зміни ступеня оксидція елементів, що входять до складу реагуючих речовин. До них можуть бути віднесені:

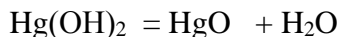
а) реакції обміну:



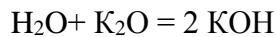
б) реакції нейтралізації:



в) деякі реакції розкладу



г) деякі реакції сполучення :



2. Реакції, які супроводжуються зміною ступенів оксидація елементів у складі реагуючих речовин.

Цей тип реакцій має назву окислювально-відновних:



Згідно з сучасними уявленнями, зміна ступенів оксидація пов'язана з "переміщенням" електронів, тобто *окислювально-відновні реакції - це реакції, під час яких відбувається "перехід" електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших* (насправді має місце не "переміщення" електронів, а зміщення електронної густини).

## 2. Основні поняття оксидційно-відновних процесів

Назва процесу оксидація була започаткована від латинської назви кисню (оксигеніум) для реакцій горіння, як з'єднання елементів з киснем. Одним із головних понять процесів оксидація-відновлення є *ступінь оксидація*, під яким розуміють умовний заряд атома або іона елемента, вирахований, виходячи з припущення, що всі зв'язки в молекулах є ідеально іонними, тобто здійснені за рахунок повної передачі електронів від одного атома до іншого. Ця величина носить формальний характер, характеризує арифметичний підхід до оцінки хімічних явищ і у більшості випадків не відповідає істинним значенням зарядів атомів. Розрізняють три можливі види ступенів оксидація елементів: *мінімальний, максимальний та проміжний*.

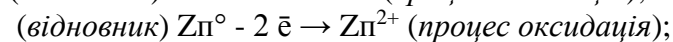
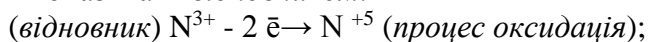
*Мінімальний ступінь оксидація* (негативний заряд) характерний для неметалів і чисельно рівний кількості електронів, яких не вистачає електронейтральному атому до завершення його зовнішнього енергетичного рівня, тобто  $8 - N$ , де  $N$  - номер групи елементів головних підгруп.

*Максимальний ступінь оксидація* — чисельно рівний кількості електронів, що можуть бути віддані електронейтральним атомом у збудженому стані із зовнішнього енергетичного рівня. Як правило, його абсолютна величина дорівнює номеру групи елемента.

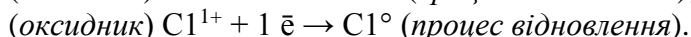
*Проміжні ступені оксидація* елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним.

Наприклад, для елемента азоту, що знаходиться у головній підгрупі п'ятої групи, мінімальний ступінь оксидація дорівнює  $-3$ , максимальний  $+5$ , а проміжні можуть приймати значення  $-2, -1, -1/3, 0, +1, +2, +3$  та  $+4$ . *Окислювально-відновні реакції* завжди складаються із двох взаємозв'язаних процесів:

1) *оксидація* - це віддача електронів атомом або іоном, внаслідок чого зменшується їх від'ємний заряд чи зростає позитивний. При цьому елемент, що віддає електрони, прийнято називати *відновником*:



2) *відновлення* -це приєднання електронів атомами або іонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. При цьому елемент, що приєднує електрони, називають *оксидником*:

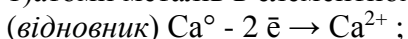


## 3. Типові оксидники та відновники

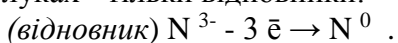
Окислювальні та відновлювальні властивості елементів залежать від будови їх атомів (положення в періодичній системі), валентного стану в молекулі речовини (ступеня оксидація), складу реакційного середовища, зокрема рН суміші.

Є випадки, коли окислювальні чи відновні властивості хімічних речовин (елементів) можна оцінити однозначно. Наприклад:

1) атоми металів в елементному стані завжди тільки відновники:

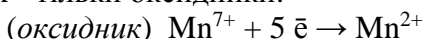


2) атоми неметалів з нижчим ступенем окисація (мінімальним) у сполуках - тільки відновники:



У даному випадку це пояснюється тим, що мінімальний ступінь окисація передбачає такий стан атома (утворення зарядженого іона), коли його зовнішній енергетичний рівень завершений (8 електронів) за рахунок приєднання "чужих" електронів. Тому більше приймати не можна, а є лише змога віддавати електрони, тобто виконувати роль відновника;

3) атоми неметалів з максимальним ступенем окисація у сполуках - тільки оксидники:



В цьому випадку максимальний ступінь окисація елемента характеризує такий стан атома, коли він вже віддав всі електрони зовнішнього енергетичного рівня іншим атомам і тому більше віддавати нічого (немає змоги бути відновником), а може лише приймати електрони, тобто бути оксидником.

В інших випадках окислювальні та відновні властивості реагуючих речовин (атомів, іонів, молекул) оцінюють якісно або напів-якісно шляхом порівняння властивостей реагентів з урахуванням таких закономірностей:

- як правило, чим більше електронів має атом на зовнішньому енергетичному рівні та чим ближче вони розташовані до ядра, тим сильніше виявляється окислювальна здатність елемента у реакції;

- у межах періоду із збільшенням порядкового номеру елементів їх відновні властивості зменшуються, а окислювальні - посилюються. Тому найсильніші відновники - лужні та лужноземельні метали, що розпочинають періоди, а найсильніші оксидники - атоми галогенів, кисень, сірка;

- відновні властивості елементів зростають у межах головних підгруп зверху вниз, а в побічних підгрупах часто - навпаки;

- окислювальна здатність елементів збільшується по мірі зростання їх електронегативності. Так, для неметалів можна скласти такий ряд зростання їх окислювальної здатності:



Приклади речовин, що є типовими оксидниками та відновниками в реакціях, наведено в таблиці 1. Крім того, виходячи з будови атомів хімічних елементів, є можливість визначити всі характерні ступені їх окисація і скласти прогноз окислювально-відновних властивостей елемента в тій чи іншій сполуці.

Таблиця 1.

Типові оксидники та відновники

Переважаюча функція елемента в	Типи атомів, молекул чи іонів	Характерні ознаки, що зумовлюють виконання функції елемента в ОВ-реакції
1	2	3
Оксидник	Більшість неметалів у елементному стані $\text{F}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{I}_2$ ,	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрона, вищі значення електронегативності елемента
Оксидник	$\text{KMnO}_4$ , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,	Молекули та іони, що містять атоми металів

	NaNO <sub>3</sub> , PbO <sub>2</sub> , NaBiO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.), HNO <sub>3</sub> .(конц.р.)	або неметалів з максимальним ступенем окисація, в т.ч. і типові кислоти-оксидники
Оксидник	Cu <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup> , Cr <sup>3+</sup> , Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>4+</sup> , Tl <sup>3+</sup> , Co <sup>3+</sup>	Іони металів, як правило, з максимальним або проміжним ступенем окисація
Відновник	Всі метали у елементарному стані : Na, Li, Mg, Zn, Fe, Hg, Mn	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 електронів, низька спорідненість до електрона, невисокі значення електронегативності елемента
Відновник	Деякі неметали у елементарному стані або їх сполуки: H <sub>2</sub> , C, P, B, CO, NO, P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub>	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, проміжний ступінь окисація атома в сполуці, наявність в реакції сильнішого оксидника
Відновник	LiH, HI, HBr, HCl, H <sub>2</sub> S, NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub>	Сполуки, що містять атоми неметалів з мінімальними ступенями окисація (негативними зарядами)

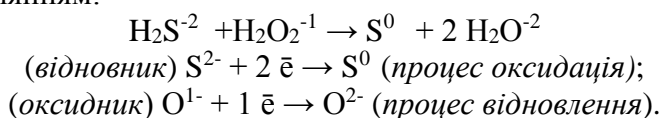
Розглянемо ці положення на таких прикладах.

**Приклад 1.** Порівнюючи ступені окисація, зробити висновки принципову можливість протікання таких реакцій:



Визначаємо ступені окисація елементів у кожній із трьох реакцій і порівнюємо їх окислювальні та відновні властивості. У першому випадку сірка і йод мають найнижчі ступені окисація, а обидва ці елементи здатні виявляти тільки відновні властивості реакція між ними неможлива.

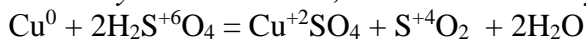
Порівняння ступенів окисація елементів у другому випадку приводить до наступного висновку: сірка у складі сірководню може бути тільки відновником (найнижчий ступінь окисація -2); кисень у складі пероксиду водню має ступінь окисація -1 (проміжне положення), що дозволяє йому віддавати або приєднувати 1 електрон і тим самим виконувати функції відновника чи окисника. Тому при взаємодії із сірководнем пероксид водню буде виявляти властивості оксидника і реакція повинна проходити за таким рівнянням:



#### 4. Типи окисаційно-відновних реакцій

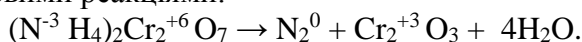
Розрізняють три основних типи окисаційно-відновних реакцій: міжмолекулярний, внутрішньомолекулярний та диспропорціонування (дисмутації або самоокиснення-самовідновлення).

1. Міжмолекулярними називають окисаційно-відновні реакції, в яких елементи, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу різних молекул:

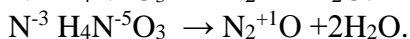
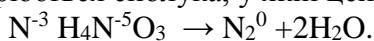


Елементи, що окиснюються та відновлюються, входять до складу різних молекул (Cu<sup>0</sup> ; S<sup>6+</sup> ).

2. Оксидаційно-відновні реакції, внаслідок яких змінюють ступінь окиснення два різних елементи, що входять до складу однієї молекули, називають внутрішньомолекулярними реакціями. Реакції термічного розкладу сполук є внутрішньомолекулярними оксидаційно-відновними реакціями:

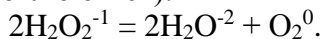


У наведеному рівнянні реакції змінюють ступінь окиснення атоми двох елементів, що входять до складу однієї молекули: відновлюється Хром, який зменшує ступінь окиснення від +6 до +3, і окиснюється Нітроген, який збільшує ступінь окиснення від -3 до 0. До внутрішньомолекулярних оксидаційно-відновних реакцій належать також реакції розкладу речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Після реакції утворюється сполука, у якій цей елемент має однаковий ступінь окиснення:



Іноді ці реакції виділяють у окрему групу та називають реакціями контрдиспропорціонування, або контрдисмутації.

3. Реакціями диспропорціонування (дисмутації) називають оксидаційно-відновні реакції, внаслідок яких одночасно збільшується і зменшується ступінь окиснення одного елемента. Наприклад, внаслідок розкладу пероксиду водню, атоми Оксигену одночасно збільшують ступінь окиснення від -1 до 0 (окиснюються) та зменшують його від -1 до -2 (відновлюються):



У даній реакції окисником і відновником є Оксиген, який входить до складу молекули  $\text{H}_2\text{O}_2$  у ступені окиснення -1. Подібні реакції можуть відбуватися в тому випадку, коли речовина містить елемент у проміжному ступені окиснення, тоді його атоми можуть одночасно відновлюватися та окиснюватися. Наприклад,



## 5. Основні правила складання рівнянь окислювально-відновних реакцій

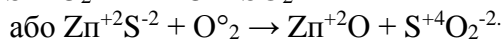
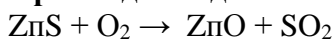
Найбільш поширеними способами складання рівнянь окислювально-відновних реакцій (передбачення продуктів та підбір коефіцієнтів) є: 1) метод електронного балансу; 2) іонно-електронний метод або метод півреакцій.

Оволодіння процесом складання рівнянь окислювально-відновних реакцій методом електронного балансу передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії;

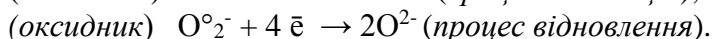
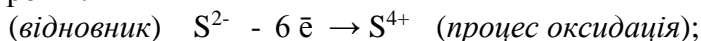
2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

1. При складанні рівнянь окислювально-відновних реакцій, для яких відомі формули речовин до і після взаємодії, основним моментом є вірне визначення величин ступенів окиснення елементів, складання схем півреакцій процесів окиснення і відновлення (схема перерозподілу електронів), розрахунок коефіцієнтів півреакцій за методом електронного балансу і розставлення коефіцієнтів у рівнянні реакції.

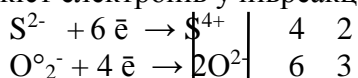
**Приклад 2.** Під час обпалювання сульфїду цинку схема має вигляд:



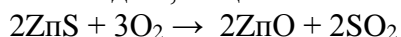
Тобто під час реакції змінюють ступені окиснення атоми сірки та кисню, які і представляють півреакції процесів окиснення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:



Далі здійснюють електронний баланс, виходячи з того, що к відданих та прийнятих електронів має бути однаковою. При цьому кількість електронів регулюють коефіцієнтами, що розраховуються за принципом спільного знаменника для двох чисел (кількість електронів у півреакціях):



Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сірки до і після реакції, а 3 - до атомів кисню, і з них починають процес зрівнювання елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів та водню, якщо вони наявні в реакції:



Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох-чотирьох речовин.

2. Продукти окислювально-відновної реакції, якщо вони не вказані в рівнянні, можна з певним ступенем достовірності передбачати, враховуючи аналогії з вивченими раніше закономірностями зміни властивостей елементів, речовин тощо. При цьому потрібно послідовно дотримуватись таких рекомендацій:

1) визначити ступені окисація всіх атомів у складі реагентів;

2) порівнюючи ступені окисація, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності), визначають найбільш ймовірний елемент-оксидник та елемент-відновник;

3) скласти схеми півреакцій окисація та відновлення, дотримуючись таких наближень:

а) елемент-оксидник характеризується схильністю приймати якомога більше електронів;

б) елемент-відновник віддає якомога меншу кількість електронів;

в) в обох випадках віддача і приєднання електронів мають призводити до утворення продуктів, що найбільш хімічно інертні один до одного;

4) розрахувати коефіцієнти до схеми перерозподілу електронів (скласти електронний баланс);

5) згідно із схемою перерозподілу електронів, до рівняння реакції записати продукт відновлення оксидника та продукт окисація відновника, а також речовини, що можуть бути утворені елементами, які не змінювали ступені окисація;

6) згідно з електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості:

- оксидник - продукт відновлення;

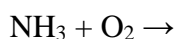
- відновник - продукт окисація;

- атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де не було зміни ступенів окисація елементів;

- атоми водню;

- атоми кисню.

### Приклад 3.

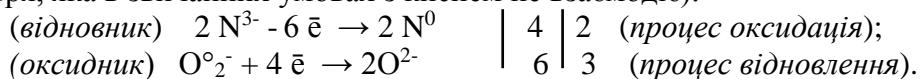


- визначаємо ступені окисація елементів:  $\text{N}^{-3} \text{H}_3 + \text{O}^{0}_2$ ;

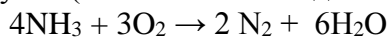
- аналізуючи елементи за ступенями окисація, доходимо висновку, що  $\text{N}^{-3}$  може бути лише відновником (мінімальний ступінь окисація),  $\text{H}^{+}$  - лише оксидником (максимальний), а  $\text{O}^0$  - і оксидником і відновником (проміжний). Шляхом порівняння електронегативності елементів (положення у періодичній таблиці) визначаємо, що оксидником буде  $\text{O}^0$ , а відновником -  $\text{N}^{-3}$ ;

- складаємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що  $\text{O}^0$  (6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементному стані) може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а  $\text{N}^{-3}$  (в цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні) може теоретично послідовно віддавати 1,

2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, перетворюючись відповідно у  $N^{-2}$ ,  $N^{-1}$ ,  $N^0$ ,  $N^{+1}$ ,  $N^{+2}$ ,  $N^{+3}$ ,  $N^{+4}$ ,  $N^{+5}$ . При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і водню має  $N^0$  (складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє):



- згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти ( $N_2$  та  $H_2O$  як об'єднання  $O^{2-}$  та  $H^+$ ) і розставляємо коефіцієнти:

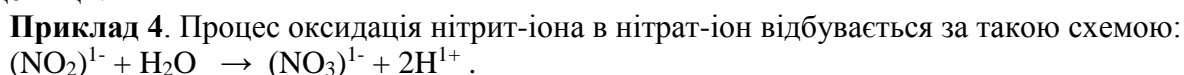


В спеціальних умовах (при наявності каталізатора) відновлення  $N^3$  йде глибше - до  $N^{+2}$ .

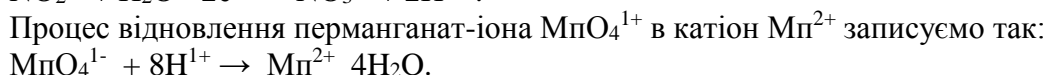
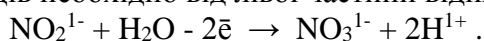
*Іонно-електронний метод.* При знаходженні коефіцієнтів до рівнянь окислювально-відновних реакцій можна виходити не із ступенів оксидація, величин досить умовних, а з реальних зарядів тих іонів, що існують у розчині. З цією метою використовують *іонно-електронний метод*, або метод *напівреакцій*, в основу якого покладено складання іонних рівнянь для процесів оксидація відновника чи відновлення оксидника з наступним написанням загального іонного рівняння.

При складанні рівнянь окислювально-відновних реакцій в іонному вигляді потрібно керуватися загальними правилами складання іонних реакцій. Сильні електроліти записують у вигляді іонів, при цьому в іонне рівняння не включають ті іони, які в результаті реакції не змінюються. Слабкі електроліти, неелектроліти, гази та осадки записують у вигляді молекул.

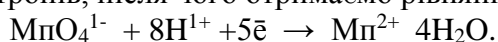
Як приклад наведемо реакцію взаємодії нітриту з перманганатом у кислому середовищі.



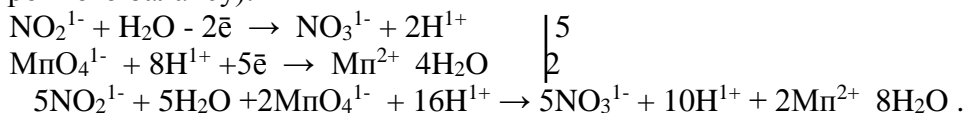
У цій схемі кількість атомів однакова у лівій і правій частинах. Для зрівнювання зарядів необхідно від лівої частини відняти два електрони - перша напівреакція:



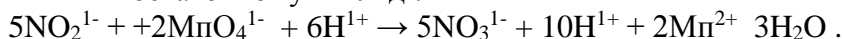
Для зрівнювання зарядів необхідно до лівої частини цієї схеми додати п'ять електронів, після чого отримаємо рівняння другої іонно-електронної напівреакції:



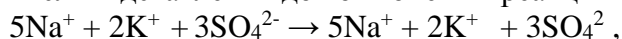
Для складання загального іонного рівняння реакції потрібно іонно-електронні рівняння напівреакцій почленно підсумувати, попередньо зрівнявши кількість відданих і приєднаних електронів за допомогою відповідних співмножників (як у методі електронного балансу):



Після скорочення подібних членів (молекули  $H_2O$ , іони  $H^{1+}$ ), одержимо загальне іонне рівняння в остаточному вигляді:



Після підставлення до компонентів реакції відповідних катіонів і аніонів:



перейдемо від іонного рівняння до молекулярного:



Таким чином, складання рівнянь окислювально-відновних реакцій за допомогою іонно-електронного методу дає такий же результат, що і метод електронного балансу.

У деяких випадках оксидник або відновник можуть знаходитися не тільки в іонному стані, а й у складі недисоційованої молекули, але це не впливає на порядок складання рівняння окислювально-відновної реакції за іонно-електронним методом.

Іонно-електронні схеми мають перевагу над електронними, тому що показують роль іонів водню, гідроксильних іонів та води в окислювально-відновних реакціях. Використовуються не гіпотетичні іони, а реально існуючі.

Недоліком іонно-електронних схем є неможливість їх застосування до окислювально-відновних реакцій, що відбуваються поза розчином.

## Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.-техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784 с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.



12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

### Запитання для самоперевірки.

1. Вкажіть ОВ-властивості частинок:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{O}_2$ .
  2. Складіть рівняння реакції:  $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \dots$ ; напишіть ОВ пари, визначте продукти реакції, підберіть коефіцієнти, розрахуйте  $E^0$  за стандартних умов
  3. Підберіть коефіцієнти в рівнянні:  

$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
  4. Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, визначте, яка з даних реакцій можлива? Чому?  

$$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2; \quad \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2;$$
  5. Що являється окисником в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
  6. Закінчіть рівняння реакції:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots$ , випишіть ОВ-пари; підберіть коефіцієнти і обчисліть  $E^0$  за стандартних умов.
  7. Складіть рівняння реакції:  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \dots$ , якщо дано, що  $\text{Mn}^{+4} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ . Визначте окисник і відновник в цій реакції, підберіть коефіцієнти.
  8. Складіть рівняння реакцій:  

$$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$$
- Підберіть коефіцієнти і визначте, в якому середовищі сильніше проявляється окисна здатність перманганату калію.
9. За наведеними напівреакціями окиснення і відновлення:  

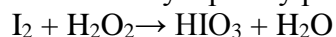
$$\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}; \quad \text{N}^{+5} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+4} (\text{NO}_2)$$
- складіть рівняння реакції взаємодії міді з азотною кислотою. Підберіть коефіцієнти і розрахуйте  $E^0$  за стандартних умов.
10. Підберіть коефіцієнти у наступному рівнянні:  

$$\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
- Вкажіть окисник і відновник, складіть ОВ-пари. Розрахуйте масу йоду, що утворюється, якщо в реакцію вступає 42,8 г 10%-го розчину  $\text{KIO}_3$ .  
Відповідь: 15,14 г.
11. Користуючись таблицею ОВ-потенціалів, складіть рівняння реакції перетворення  $\text{Sn}^{+2}$  в  $\text{Sn}^{+4}$  у лужному середовищі (KOH). Як окисник візьміть  $\text{Br}_2$ . Підберіть коефіцієнти, розрахуйте  $E^0$  за стандартних умов.
  12. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в окисаційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси окисація та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:  

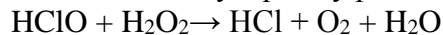
$$\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
  13. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в окисаційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси окисація та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:  

$$\text{NO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{HNO}_3$$

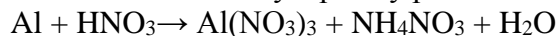
14. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в оксидційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси оксидція та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:



15. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в оксидційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси оксидція та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:



16. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в оксидційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси оксидція та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:



17. Методом напівреакцій доберіть коефіцієнти в оксидційно-відновних реакціях, визначте окисник, відновник, процеси оксидція та відновлення, вкажіть тип ОВР, обчисліть суму коефіцієнтів в іонно-молекулярному рівнянні:

