

План підготовки до практичного заняття 21 з теми:

«Окисно-відновні реакції»

1. Опрацювати тему по конспекту лекцій (сайт – лекція 6, підручникам(сайт)).

2.-Опрацювати приклади типових задач і вправ.

1. **Необхідно знати:** *Поняття: електронегативність, ступінь окиснення, правила визначення ступеня окиснення, процес окиснення, процес відновлення, окисник, відновник, типові окисники, відновники, речовини, що виявляють окисно-відновну двоїстість, окисно-відновна реакція (ОВР), типи ОВР, правила методу електронного балансу, чинники, що впливають на перебіг ОВР.*

2. **Необхідно вміти:**

- *визначати ступені окиснення елементів у сполуках, прогнозувати можливі ступені окиснення елементу, оцінювати окисно-відновні властивості сполуки (окисник, відновник, виявляє окисно-відновну двоїстість) на підставі ступеня окиснення, що виявляють у них елементи, визначати тип ОВР, розставляти коефіцієнти в ОВР методом електронного балансу, наводити приклади впливу різних чинників на перебіг ОВР.*

-

Приклади типових задач і вправ

Уважно розглянути приклади визначення ступенів і застосування методу електронного балансу в конспекті лекції 6.

Приклад 1. Визначити ступені окиснення елементів в сполуках: NH_3 , NO_2 , HNO_3 , $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$.

Розв'язок. В амоніаку NH_3 атоми Гідрогену виявляють ступінь окиснення +1, отже, сумарний ступінь окиснення на всіх атомах Гідрогену в сполуці дорівнює: $+1 \cdot 3 = +3$. Щоб молекула в цілому була електронейтральною, атом Нітрогену повинний мати ступінь окиснення -3 . Маємо: $\text{N}^{-3}\text{H}^{+1}_3$.

У нітроген (IV) оксиді NO_2 ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 , тоді в сумі на двох атомах Оксигену буде $-2 \cdot 2 = -4$, а на Нітрогені – такий же за абсолютною величиною, але протилежний за знаком ступінь окиснення, тобто $+4$. Отже: $\text{N}^{+4}\text{O}_2^{-2}$.

В нітратній кислоті HNO_3 ступені окиснення Гідрогену і Оксигену дорівнюють відповідно $+1$ і -2 , а ступінь окиснення Нітрогену позначимо через x : $\text{H}^{+1}\text{N}^x\text{O}^{-2}_3$.

Сумарний ступінь окиснення на трьох атомах Оксигену дорівнює: $-2 \cdot 3 = -6$, тоді підрахуємо ступінь окиснення Нітрогену: $+1 + x - 6 = 0$, звідки $x = +5$. Одержали: $\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3$.

У натрій гідрогендифосфаті $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ постійні ступені окиснення виявляють елементи Na ($+1$), H ($+1$), O (-2). У атомів P повинний бути такий ступінь окиснення, який забезпечує електронейтральність всієї молекули. Складаємо просте алгебраїчне рівняння, позначивши через x ступінь окиснення атома P : $3 \cdot (+1) + 1 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0$, звідки $2x = +10$, $x = +5$. Отже, маємо: $\text{Na}_3^{+1}\text{H}^{+1}\text{P}_2^{+5}\text{O}_7^{-2}$.

Приклад 2. Визначити ступені окиснення елементів у йонах: NH_4^+ , NO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$.

Розв'язок. При обчисленні невідомого ступеня окиснення в йоні необхідно виходити з правила: алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у йоні дорівнює його заряду. Тоді для NH_4^+ маємо:

$x + 4 \cdot (+1) = +1$, звідки $x = -3$. Аналогічно знаходимо ступені окиснення в інших йонах. В NO_3^- :

$x + 3 \cdot (-2) = -1$, звідки $x = +5$. В $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$: $2x + 4 \cdot (-2) = -4$, звідки $2x = +5$, $x = +5$. Таким чином одержали: $(\text{N}^{-3}\text{H}_4^{+1})^+$, $(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-$, $(\text{P}_2^{+5}\text{O}_7^{-2})^{4-}$.

Приклад 3. Який процес – окиснення чи відновлення – відбувається внаслідок перетворення

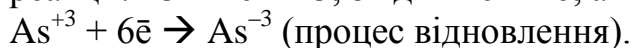


Розв'язок. Для відповіді визначаємо ступені окиснення Йоду в I_2 та йоні IO_6^{5-} . Вони дорівнюють відповідно 0 і +7. Видно, що атоми Йоду підвищили ступень окиснення, отже, I_2 окислився і втратив електрони. Зважаючи на кількість атомів у простій речовини, при складанні напівреакції необхідно подвоїти кількість електронів і кількість атомів йоду в продукті.

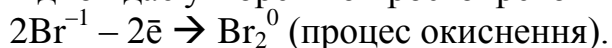


Приклад 4. Заповнити пропуски у напівреакціях: а) $As^{+3} \dots e^- \rightarrow As^{-3}$; б) $2Br^{-1} - 2e^- \rightarrow \dots$

Розв'язок. а) У правій та лівій частинах електронного рівняння ($As^{+3} \dots e^- \rightarrow As^{-3}$) кількість атомів Арсену однакова, а ступінь окиснення знижується (від +3 до -3). Це відбувається у випадку приєднання електронів (процес відновлення). Кількість прийнятих електронів визначаємо з урахуванням ступенів окиснення атомів As до і після реакції: $+3 + x\bar{e} = -3$, звідки $x\bar{e} = -6$, а $x = 6$. Тоді задана схема має вигляд:



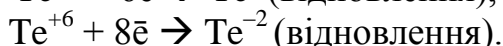
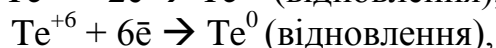
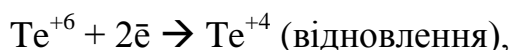
б) В лівій частині схеми ($2Br^{-1} - 2e^- \rightarrow \dots$) знаходяться два атоми Броду, тому і в правій теж повинно бути стільки ж. Але втрата двох електронів двома атомами Br^{-1} (процес окиснення) свідчить про те, що тепер вони набули нульового ступеня окиснення, а це відповідає утворенню простої речовини Br_2^0 . Отже, схема напівреакції:



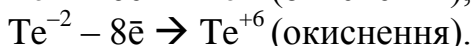
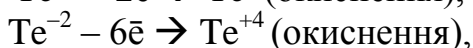
Приклад 5. На основі обчислень ступенів окиснення Телуру в сполуках $MgTeO_4$, H_2Te , TeO_2 встановити, які з наведених сполук можуть бути тільки окисниками, які – тільки відновниками, а які здатні до диспропорціонування. Відповідь підтвердити за допомогою електронних рівнянь:

Розв'язок. В зазначених сполуках Телуру ступені окиснення інших елементів дорівнюють: H^{+1} , O^{-2} , Mg^{+2} (оскільки Магній є елементом ІА-підгрупи і має постійний ступень окиснення). Тоді з урахуванням того, що сума ступенів окиснення атомів усіх елементів у нейтральній сполуці повинна дорівнювати нулю, ступені окиснення Телуру будуть такими: $MgTe^{+6}O_4$, H_2Te^{-2} , $Te^{+4}O_2$. Телур знаходиться у головній підгрупі шостої групи періодичної системи, тому для нього мінімальним є ступінь окиснення -2, а максимальним – +6.

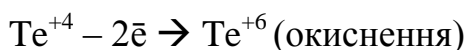
У максимальному ступені окиснення (Te^{+6}) атоми елемента можуть бути тільки окисниками, тобто лише приєднувати електрони і відновлюватися за однією з таких схем:



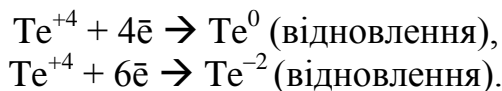
У мініальному ступені окиснення (Te^{-2}), навпаки, атоми елемента можуть бути тільки відновниками – лише віддавати електрони і окиснюватися за однією з таких схем:



У проміжному ступені окиснення (Te^{+4}) атоми елемента можуть бути залежно від умов як окисниками, так і відновниками, та можуть піддаватися реакції диспропорціонування, тобто окиснюватися

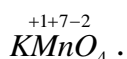


і відновлюватися:



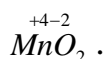
Приклад 6. Які з наведених речовин: KMnO_4 , MnO_2 , KI та чому можуть виявляти а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість?

Розв'язок. а) Визначаємо ступені окиснення атомів елементів у сполуці:



Елемент Mn перебуває у вищому ступені окиснення, який більше не може підвищуватися. Тому атоми Mn^{+7} не спроможні віддавати електрони, але здатні приєднувати їх, тобто речовина KMnO_4 за рахунок Mn^{+7} може виявляти тільки окисні властивості;

б) визначаємо ступені окиснення елементів в сполуці:



Елемент Mn в сполуці MnO_2 виявляє проміжний ступінь окиснення, тому він здатний як віддавати, так і приєднувати електрони. Отже, ця речовина за рахунок Mn^{+4} може виявляти окисно-відновну двоїстість;

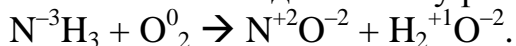
в) визначаємо ступені окиснення елементів у сполуці:



Атоми елемента I знаходяться у нижчому ступені окиснення, тому не можуть знижувати його ще сильніше за рахунок приєднання електронів, але здатні підвищувати ступінь окиснення внаслідок віддавання електронів. Таким чином, речовина KI за рахунок I^{-1} може виявляти тільки відновні властивості.

Приклад 7. Написати рівняння реакції, що відбувається при окисненні амоніаку киснем у присутності каталізатора – Pt, розставити коефіцієнти методом електронного балансу.

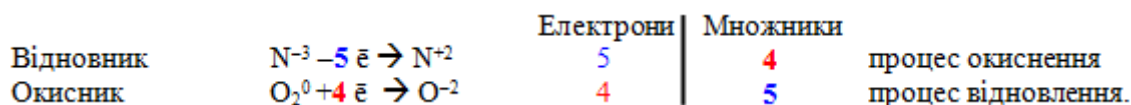
Розв'язок. Складемо схему реакції та визначимо ступені окиснення всіх елементів:



Аналізуючи змінення ступенів окиснення на атомах N і O, встановимо, який елемент є відновником, а який – окисником. У сполуці NH_3 атом Нітрогену перебуває в мінімальному ступені окиснення (-3), що свідчить про надлишок електронів, які містяться на зовнішньому енергетичному рівні. Як відомо, атоми у негативному ступені окиснення здатні віддавати електрони. Отже, атом Нітрогену в молекулі N^{-3}H_3 буде відновником. Оскільки його ступінь окиснення підвищується від -3 до $+2$ (в $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$), Нітроген як відновник віддає 5 електронів.

Кисень O^0_2 – проста речовина, активний неметал, здатний приєднувати електрони, отже кисень – окисник зі ступенем окиснення 0. Після реакції Оксиген в усіх сполуках набуває однакового ступеня окиснення (-2), тобто один атом Оксигену приєднує 2 електрони. Враховуючи, що проста речовина O^0_2 складається з двох атомів O, збільшимо кількість електронів вдвічі.

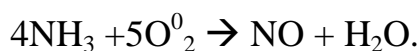
Складемо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення і знайдемо найменше спільне кратне для кількості електронів, відданих відновником і прийнятих окисником. Для чисел 5 і 4 воно дорівнює 20. Щоб кількість відданих і приєднаних електронів була однаковою, для них необхідно визначити множники. Для відновника: $20/5=4$, а для окисника: $20/4=5$. Тоді схема електронного балансу:



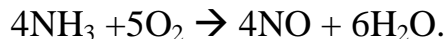
Якщо помножити кожний член обох напівреакцій на знайдені множники, а потім скласти обидві напівреакції (окремо ліві та праві частини), то одержимо:



Скорочуємо електрони і переносимо множники вже у якості основних коефіцієнтів у ліву частину рівняння реакції:



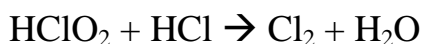
Порівнюючи кількості атомів Нітрогену до і після реакції, встановлюємо, що перед продуктом NO також має бути коефіцієнт 4. Щодо атомів Оксигену, то слід звернути увагу, що після реакції вони входять до складу різних сполук – це необхідно урахувати при розстановці коефіцієнтів:



Останній етап – перевірка кількості атомів Гідрогену, які не змінювали свій ступінь окиснення до і після реакції: до реакції кількість атомів Н дорівнювала $4 \cdot 3 = 12$, після реакції $6 \cdot 2 = 12$.

Однакова кількість атомів всіх елементів у лівій та правій частинах свідчить, що рівняння окисно-відновної реакції складено вірно.

Приклад 8. Розставити коефіцієнти і визначити тип окисно-відновної реакції, що проходить за схемою



Розв'язок. Спочатку визначимо ступені окиснення всіх елементів в сполуках:



Ступені окиснення змінили атоми одного елемента, що входили до складу різних речовин: Cl^{+3} (у сполуці $HClO_2$) та Cl^{-1} (у сполуці HCl). Вони разом утворили один продукт – Cl^0_2 , тому запропонована реакція належить до типу міжмолекулярної конмутації.

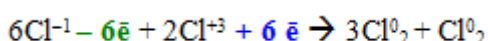
Розставимо коефіцієнти вже відомим методом електронного балансу. Відновник (Cl^{-1}), щоб набути нульового ступеня окиснення, віддає один електрон. Але оскільки внаслідок реакції утворюється проста сполука (Cl^0_2), то кількість вихідних атомів і кількість

електронів подвоюється: $2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$. Аналогічно необхідно провести подвоювання і в напівреакції відновлення ($\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$) і додати не 3 електрони, а 6, тобто: $2\text{Cl}^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$.

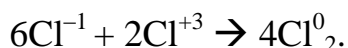
Для знаходження множників у електронному балансі, які зрівнюють загальні кількості відданих (2) і приєднаних (6) електронів, визначаємо найменше спільне кратне: 6. Коефіцієнти дорівнюють частці від ділення найменшого спільного кратного на кількість електронів. Отже, для відновника (HCl^{-1}) маємо: $6/2 = 3$, для окисника ($\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$): $6/6 = 1$. Початкова схема електронного балансу матиме вигляд:

	Схема	Електрони	Множники	
Відновник	$2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$	2	3	процес окиснення
Окисник	$2\text{Cl}^{+3} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0_2$	6	1	процес відновлення

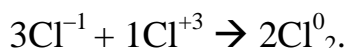
А сумарне рівняння після перемноження кожного члена на відповідні множники і складання напівреакцій виглядає так:



У правій частині продукт повторюється двічі ($3\text{Cl}^0_2 + \text{Cl}^0_2$), тому необхідно скласти його і скоротити електрони:



Очевидно, що одержані коефіцієнти потребують скорочення на два:



Таким чином, виходячи з наведених викладок, можна прийти до висновку: якщо окисненню та відновленню піддаються атоми одного елемента, що входять до складу різних вихідних реагентів, але утворюють внаслідок реакції єдиний спільний продукт, то немає необхідності подвоювати кількість атомів в рівняннях електронного балансу. Тому правильнішим буде складання кожної напівреакції з розрахунку тільки на один атом:

Відновник	$\text{Cl}^{-1} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$		3	окиснення,
Окисник	$\text{Cl}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$			

Визначені таким шляхом коефіцієнти переносимо у рівняння окисно-відновної реакції. При цьому коефіцієнт 1 не ставиться, а решту коефіцієнтів (перед формулою H_2O) знаходять методом підбору, аналізуючи кількості атомів Н і О до і після реакції:

