

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ з теми 2 ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

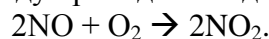
Приклад 2.1. Визначити, до якого типу належить реакція, що проходить згідно з рівнянням



Розв'язок. Внаслідок реакції з однієї складної речовини утворюється три менш складні сполуки, тому за ознакою зміни кількості та складу речовин дана реакція є реакцією розкладу. Оскільки ступені окиснення у атомів не змінюються, то за ознакою валентного стану речовин реакція належить до типу невалентних перетворень. Реакція проходить при нагрівання, тобто супроводжується поглинанням теплоти, тому за тепловим ефектом реакція є ендотермічною. Внаслідок реакції одночасно виділяється газ і утворюється малодисоційована сполука – вода, отже, за напрямком перебігу реакція є необоротною, а за фазовим складом – гетерогенною. Відсутність каталізатора свідчить, що вона належить до некаталітичних реакцій.

Приклад 2.2. До якого типу за природою реагуючих частинок належить реакція окиснення нітроген (II) оксиду?

Розв'язок. Окиснення нітроген (II) оксиду проходить згідно з рівнянням

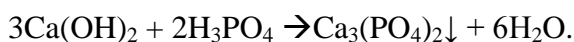


Як видно, у взаємодію вступають окремі молекули газів, тому реакція за природою реагуючих частинок належить до типу молекулярних.

Приклад 2.3. Закінчити рівняння реакції $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$ та визначити її належність до певного типу за такими ознаками:

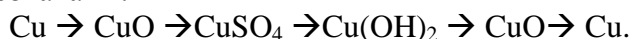
- а) зміни кількості та складу вихідних речовин,
- б) зміни валентного стану вихідних речовин,
- в) напрямку перебігу реакції,
- г) фазового стану сполук.

Розв'язок. Взаємодія між кальцій гідроксидом і фосфатною кислотою проходить за схемою:

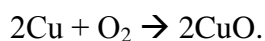


Як видно з наведеного рівняння, це реакція обміну, оскільки вихідні речовини обмінюються своїми складовими частинами. Атоми всіх елементів не змінюють ступені окиснення, тому реакція є реакцією невалентних перетворень. Внаслідок взаємодії випадає осад кальцій фосфату і утворюється малодисоційована сполука – вода, отже, запропонована реакція є необоротною. Крім того, випадіння осаду свідчить про належність реакції до гетерогенною типу.

Приклад 2.4. Скласти рівняння реакції для ланцюжка перетворень, визначити тип кожної реакції за декількома ознаками:



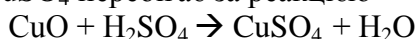
Розв'язок. Перше перетворення проходить при розжарювання міді у присутності кисню відповідно до рівняння



При цьому з двох простих сполук утворюється один продукт, тому за ознакою змінювання кількості та складу вихідних речовин реакція належить до типу реакцій сполучення, а за ознакою змінювання валентних станів речовин – до окисно-відновних реакцій. Оскільки мідь і кисень перебувають у різних агрегатних станах, то це –

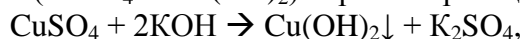
гетерогенний процес. Необхідність прожарювання доводить, що реакція належить до ендотермічних.

Наступний перехід $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$ перебігає за реакцією

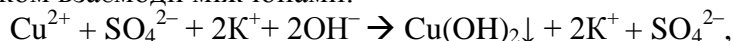


і належить до таких типів згідно з відповідними ознаками: реакція заміщення, невалентних перетворень, необоротна, гетерогенна. Крім того, взаємодія основного оксиду з кислотою, внаслідок чого утворюється сіль і вода, відносить цю реакцію до реакцій нейтралізації.

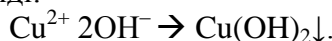
Під дією лугу на сіль ($\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$) перебігає реакція



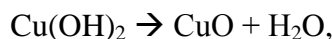
яку слід визначити як реакцію обміну, необоротну, гомогенну, іонну, оскільки утворення продуктів є наслідком взаємодії між іонами:



або у скороченому іонному вигляді:

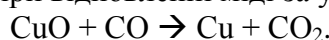


Перетворення $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$ відбувається при нагріванні купрум (II) оксиду при помірній температурі



при цьому із однієї сполуки утворюються дві речовини, тому ця реакція є реакцією розкладу, невалентних перетворень, необоротною, ендотермічною, гетерогенною.

Перехід $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ проходить при відновленні міді за умов високих температур:



Згідно з відповідними ознаками остання реакція належить до окисно-відновних, гетерогенних, необоротних, ендотермічних реакцій.

Приклад 2.5. Визначити ступені окиснення елементів в сполуках: NH_3 , NO_2 , HNO_3 , $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$.

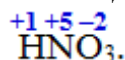
Розв'язок. В амоніаку NH_3 атоми гідрогену виявляють ступінь окиснення +1, отже, сумарний ступінь окиснення на всіх атомах гідрогену в сполуці дорівнює: $+1 \cdot 3 = +3$. Щоб молекула в цілому була електронейтральною, атом нітрогену повинний мати ступінь окиснення -3 . Маємо:



У нітроген (IV) оксиді NO_2 ступінь окиснення кисню дорівнює -2 , тоді в сумі на двох атомах кисню буде $-2 \cdot 2 = -4$, а на атомі нітрогену – такий же за абсолютною величиною, але протилежний за знаком ступінь окиснення, тобто $+4$. Отже:



В нітратній кислоті HNO_3 ступені окиснення гідрогену і кисню 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 кисню дорівнює: $-2 \cdot 3 = -6$, тоді підрахуємо ступінь окиснення нітрогену: $+1 + x - 6 = 0$, звідки $x = +5$. Одержали:

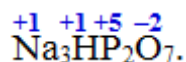


У натрій гідрогендифосфаті $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ постійні ступені окиснення виявляють елементи Na ($+1$), H ($+1$), O (-2). У атомів P повинний бути такий ступінь окиснення, який забезпечуватиме електронейтральність всієї молекули. Складаємо просте алгебраїчне рівняння, позначивши через x ступінь окиснення атома P :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0,$$

$$\text{звідки } 2x = +10, \quad x = +5.$$

Отже, маємо:



Приклад 2.6. Визначити ступені окиснення елементів в іонах: NH_4^+ , NO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$.

Розв'язок. При обчисленні невідомого ступеня окиснення в іоні необхідно виходити з правила: алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює його заряду.

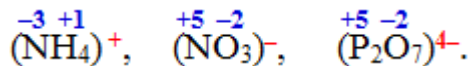
Тоді для NH_4^+ : $x + 4 \cdot (+4) = +1$, звідки $x = -3$.

Аналогічно знаходимо ступені окиснення в інших іонах.

В NO_3^- : $x + 3 \cdot (-2) = -1$, звідки $x = +5$.

В іоні $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$: $2x + 4 \cdot (-2) = -4$, звідки $2x = +4$, $x = +2$.

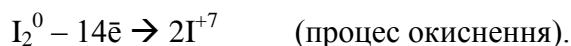
Таким чином одержали:



Приклад 2.7. Який процес – окиснення чи відновлення – відбувається внаслідок перетворення $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_6^{5-}$?

Розв'язок. Для відповіді визначаємо ступені окиснення йоду в молекулі I_2 та в іоні 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 речовині, при складанні напівреакції необхідно подвоїти кількість електронів і кількість атомів йоду в продукті.



Приклад 2.8. Заповнити пропуски в напівреакціях:

а) $\text{As}^{+3} \dots \bar{e} \rightarrow \text{As}^{-3}$; б) $2\text{Br}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \dots$

Розв'язок. а) У правій та лівій частинах електронного рівняння ($\text{As}^{+3} \dots \bar{e} \rightarrow \text{As}^{-3}$) 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:

$$+3 + x\bar{e} = -3, \text{ звідки } x\bar{e} = -6, \text{ а } x = 6.$$

Тоді задана схема має вигляд:

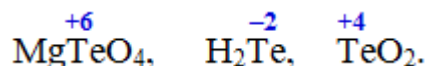


б) В лівій частині схеми ($2\text{Br}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \dots$) знаходяться два атоми брому, тому і в правій теж повинно бути стільки ж. Але втрата двох електронів двома атомами Br^{-1} (процес окиснення) свідчить про те, що тепер вони набули нульового ступеня окиснення, а це відповідає утворенню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



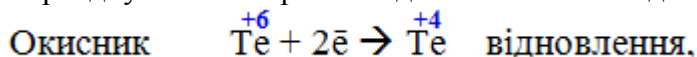
Приклад 2.9. На основі обчислень ступенів окиснення телуру в сполуках MgTeO_4 , H_2Te , TeO_2 встановити, яка з наведених сполук може бути тільки окисником, яка – тільки відновником, а яка здатна до диспропорціонування. Відповідь підтвердити за допомогою електронних рівнянь.

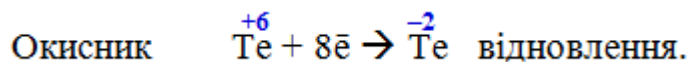
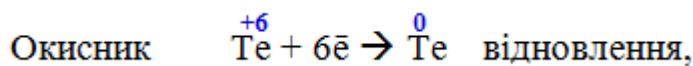
Розв'язок. В зазначених сполуках телуру ступені окиснення інших елементів дорівнюють: H^{+1} , O^{-2} , Mg^{+2} (оскільки магній є елементом ІІА-підгрупи і має постійний ступень окиснення). Тоді з урахуванням того, що сума ступенів окиснення атомів усіх елементів у нейтральній сполуці повинна дорівнювати нулю, ступені окиснення телуру будуть такими:



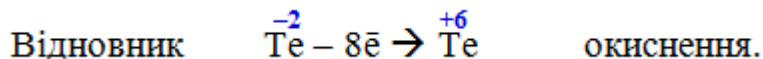
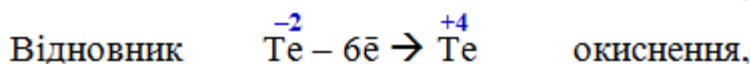
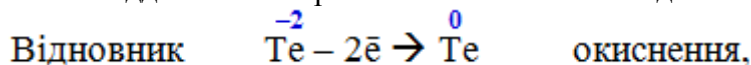
Телур знаходиться у головній підгрупі шостої групи періодичної системи, тому для нього мінімальним є ступінь окиснення -2, а максимальним – +6.

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

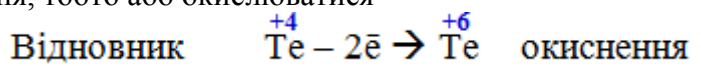




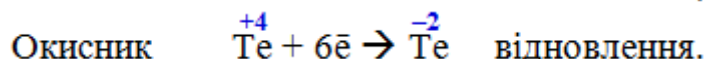
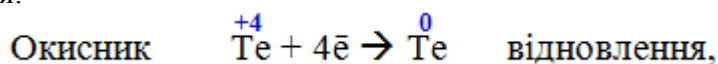
У мінімальному ступені окиснення (Te^{-2}), навпаки, атоми елемента можуть бути тільки відновниками – лише віддавати електрони і окислюватися за однією з таких схем:



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

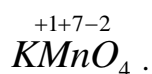


або відновлюватися:



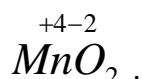
Приклад 2.10. Які з наведених речовин: а) KMnO_4 ; б) MnO_2 ; в) KI – та чому можуть виявляти тільки окисні властивості; тільки відновні властивості; окисно-відновну двоїстість?

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



Елемент манган Mn у заданій сполуці 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 і піддаватися реакціям диспропорціонування;

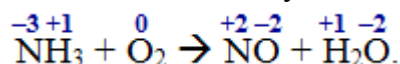
в) Визначаємо ступені окиснення елементів у сполуці:



Атоми елемента I знаходяться у мінімальному 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 виключно відновні властивості.

Приклад 2.11. Написати рівняння реакції, що відбувається при окисненні амоніаку киснем у присутності каталізатора – Pt , розставити коефіцієнти методом електронного балансу.

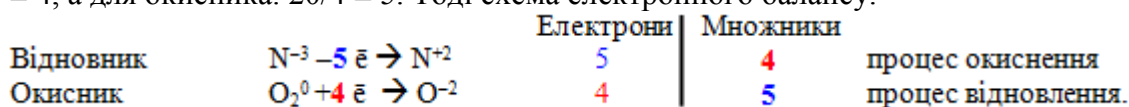
Розв'язок. Складемо схему реакції та визначимо ступені окиснення всіх елементів:



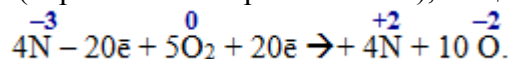
Аналізуючи змінення ступенів окиснення на атомах N і O, встановимо, який елемент є відновником, а який – окисником. У сполуці NH₃ атом нітрогену перебуває в мінімальному ступені окиснення (–3), що свідчить про надлишок електронів, які містяться на зовнішньому енергетичному рівні. Як відомо, атоми у негативному ступені окиснення здатні віддавати електрони, тому атом нітрогену (–3) в молекулі NH₃ буде відновником. Оскільки його ступінь окиснення підвищується від –3 до +2 (в сполуці NO), нітроген як відновник віддає 5 електронів.

Кисень O⁰₂ – проста речовина, активний неметал, здатний приєднувати електрони, отже кисень – окисник зі ступенем окиснення 0. Після реакції кисень в усіх сполуках набуває однакового ступеня окиснення (–2), тобто один атом кисеню приєднує 2 електрони. Враховуючи, що проста речовина O⁰₂ складається з двох атомів O, збільшимо кількість електронів вдвічі.

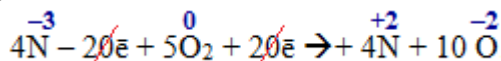
Складемо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення і знайдемо найменше спільне кратне для кількості електронів, відданих відновником і прийнятих окисником. Для чисел 5 і 4 воно дорівнює 20. Щоб кількість відданих і приєднаних електронів була однаковою, для них необхідно визначити множники.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



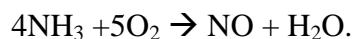
Якщо помножити кожний член обох напівреакцій на знайдені множники, а потім скласти обидві напівреакції (окремо ліві та праві частини), то одержимо:



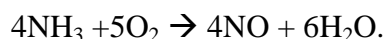
Скорочуємо електрони



і переносимо множники вже в 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 кисеню, то слід звернути увагу, що після реакції вони входять до складу різних сполук – це необхідно урахувати при розстановці коефіцієнтів:

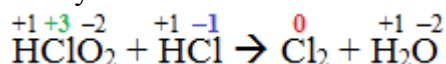


Останній етап – перевірка кількості атомів гідрогену, які не змінили своїх ступенів окиснення до і після реакції: до реакції кількість атомів H дорівнювала 4 · 3 = 12, після реакції 6 · 2 = 12. Однакова кількість атомів всіх елементів у лівій та правій частинах свідчить, що рівняння окисно-відновної реакції складено вірно.

Приклад 2.12. Розставити коефіцієнти і визначити тип окисно-відновної реакції, що проходить за схемою



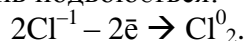
Розв'язок. Спочатку визначимо ступені окиснення всіх елементів в сполуках:



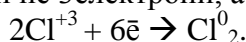
Ступені окиснення змінили атоми одного елемента, що входили до складу різних речовин: хлору (+3) в сполуці HClO₂ і хлору (–1) в сполуці HCl. Вони разом утворили один продукт – вільний хлор Cl₂, тому запропонована реакція належить до типу міжмолекулярної конмутації.

Розставимо коефіцієнти вже відомим методом електронного балансу. Відновник – хлор (–1), щоб набути нульового ступеня окиснення, віддає один електрон. Але оскільки

внаслідок реакції утворюється проста сполука (Cl_2), то згідно з правилами кількість вихідних атомів і кількість електронів подвоюється:



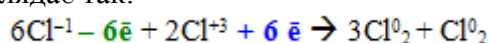
Аналогічно необхідно провести подвоювання і в напівреакції відновлення хлору (+3) із сполуки HClO_2 і додати не 3 електрони, а 6, тобто:



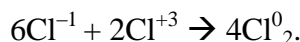
Для знаходження множників в електронному балансі, які зрівнюють загальні кількості відданих (2) і приєднаних (6) електронів, визначаємо найменше спільне кратне. Воно дорівнює 6. Коефіцієнти визначаються як відношення найменшого спільного кратного до кількості електронів. Отже, для відновника (HCl) маємо: $6/2 = 3$, для окисника (HClO_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

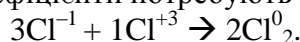
А сумарне рівняння після перемноження кожного члена на відповідні множники і складання напівреакцій виглядає так:



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



Очевидно, що одержані коефіцієнти потребують скорочення на два:



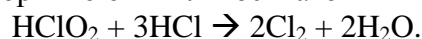
Виходячи з наведених викладок, можна прийти до висновку:

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	$\text{Cl}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^0$	1	відновлення.

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, порівнюючи кількості атомів Н і О до і після реакції:



Приклад 2.13. На підставі методу електронного балансу розставити коефіцієнти в наведеній схемі окисно-відновної реакції, зазначити окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення: $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Розв'язок. Для розстановки коефіцієнтів у рівнянні хімічної реакції методом електронного балансу будемо дотримуватися такої послідовності:

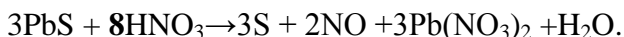
- 1) Визначимо ступені окиснення елементів у речовинах і встановлюють, які елементи змінили свої ступені окиснення.
- 2) Складемо схеми процесів окиснення і відновлення.
- 3) Підбираючи відповідні множники, зрівняємо кількості відданих та прийнятих електронів – складемо електронний баланс:

	$\overset{+2}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{S}} + \overset{+5}{\text{H}}\overset{-2}{\text{N}}\overset{0}{\text{O}}_3 \rightarrow \overset{0}{\text{S}} + \overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+2}{\text{Pb}}(\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3)_2 + \overset{+}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$		
ОКИСНИК	$\text{N}^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2}$	2	відновлення,
ВІДНОВНИК	$\text{S}^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$	3	окиснення.

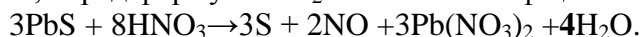
4) Розставимо коефіцієнти в рівнянні хімічної реакції, спочатку зрівнюючи кількість атомів елементів, що змінили свої ступені окиснення, потім елементів-металів, елементів-неметалів, серед яких, як правило, кількість атомів кисню зрівнюємо в останню чергу. При цьому враховуємо, що серед продуктів реакції є атоми нітрогену (+4) і нітрогену (+5), тобто не всі атоми нітрогену N^{+5} (які знаходяться в лівій частині рівняння) змінили свій ступінь окиснення, тому отриманий за балансом для нітрогену коефіцієнт 2 ставимо лише перед формулою NO:



Підраховуємо загальну кількість атомів N у формулах нітрогеновмісних сполук правої частини рівняння: вона дорівнює 8 (оскільки праворуч коефіцієнти перед сполуками, що містять нітроген, вже розставлені: $2NO$, $3Pb(NO_3)_2$). Ставимо цей коефіцієнт перед нітратною кислотою:

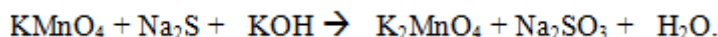


Видно, що кількість атомів гідрогену в лівій частині рівняння дорівнює 8 (перед формулою HNO_3). Отже, перед формулою H_2O ставимо коефіцієнт 4:

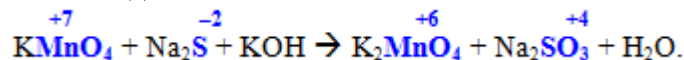


Перевіряємо загальну кількість атомів кисню: у лівій та у правій частинах рівняння вона однакова і дорівнює 24. Коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції розставлені правильно.

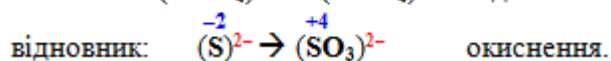
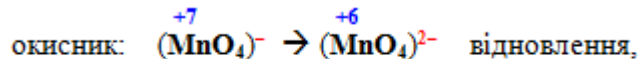
Приклад 2.14. За допомогою іонно-електронного методу розставити коефіцієнти в реакції, що проходить згідно із схемою:



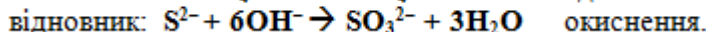
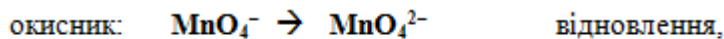
Розв'язок. Знаходимо елементи, атоми яких змінили ступінь окиснення, і встановлюємо, до складу яких іонів вони входять:



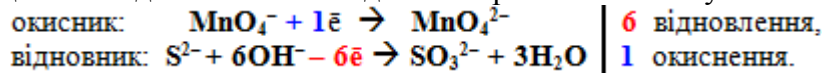
Визначаємо окисник, ступінь окиснення якого знизився, і відновник, який підвищив свій ступінь окиснення:



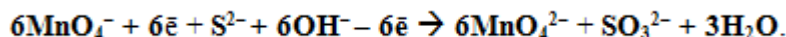
Зрівнюємо кількості атомів O в напівреакції окиснення шляхом додавання іонів OH^- і молекулу H_2O :



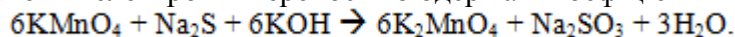
Додаючи або віднімаючи електрони, зрівнюємо заряди у лівій та правій частинах обох напівреакцій і знаходимо множники для електронного балансу:



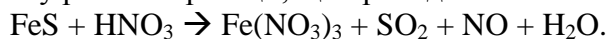
Помножуємо кожний член обох напівреакцій на знайдені множники і складаємо обидві напівреакції:



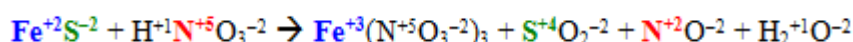
Після скорочення електронів переносимо одержані коефіцієнти в рівняння реакції:



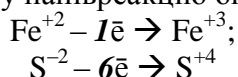
Приклад 2.15. Порівняти методи а) електронного балансу і б) іонно-електронний для розстановки коефіцієнтів у рівнянні реакції, що проходить за схемою:



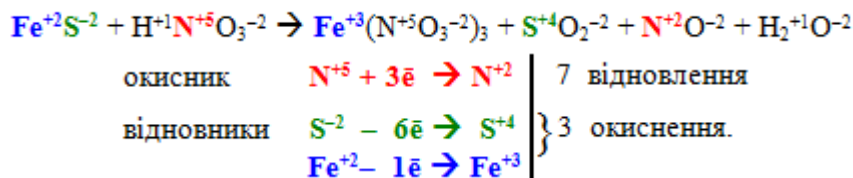
Розв'язок. а) Для застосування методу електронного балансу спочатку слід визначити ступені окиснення атомів елементів



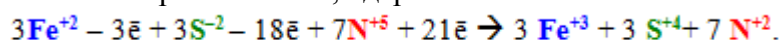
Зрозуміло, що в запропонованій схемі окисно-відновної реакції міститься *два* відновника: атоми феруму (+2) і сульфуру (-2), які підвищують свої ступені окиснення, і один окисник – нітроген (+5), що знижує ступінь окиснення. Для кожного елемента-відновника необхідно скласти окрему напівреакцію окиснення



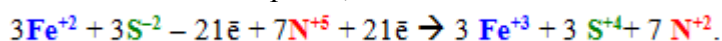
і підрахувати спільну кількість відданих електронів. Вона дорівнює 7. Саме цю кількість слід ураховувати при знаходженні множника для електронів окисника. Таким чином, електронні рівняння для заданої схеми мають вигляд:



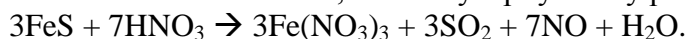
Перемножуючи кожний член всіх напівреакцій на знайдені множники (7 і 3) і послідовно складаючи ліві та праві частини, одержимо:



Або після узагальнення всіх електронів, відданих обома відновниками:

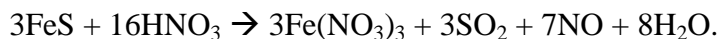


Наступний етап – скорочення електронів і перенесення коефіцієнтів, визначених для елементів-відновників і елемента-окисника, в молекулярну схему реакції:

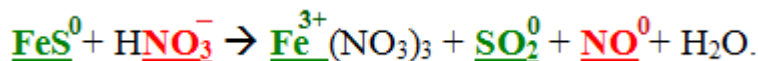


Однак із схеми випливає, що не вся нітратна кислота виступала в ролі окисника, частина HNO_3 витрачалася для зв'язування катіонів Fe^{+3} у сіль ($3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) – на це пішло $3 \cdot 3 = 9$ моль HNO_3 . Тобто в цілому на взаємодію з 3 моль FeS витратилося $7 + 9 = 16$ моль HNO_3 . Це число і визначає остаточний коефіцієнт перед формулою HNO_3 , а коефіцієнт перед формулою H_2O знаходимо за кількістю атомів Н у правій частині рівняння.

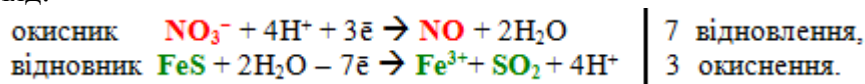
Остаточне рівняння окисно-відновної реакції між окисником HNO_3 і відновником FeS має вигляд:



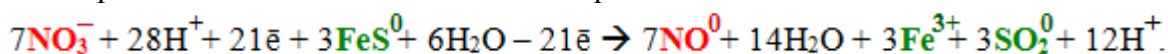
б) Для застосування іонно-електронного методу виділимо у схемі іони і молекули (для тих речовин, що не розкладаються на іони), які містять атоми елементів із змінними ступенями окиснення. На відміну від методу електронному балансу, в якому проставляють ступені окиснення над символами відповідних елементів, в іонно-електронному методі проставляють заряди іонів чи нейтральних молекул угорі справа від формули:



Згідно з вимогами іонно-електронного методу дописуємо в лівих і правих частинах обох напівреакцій відповідну кількість H_2O і H^+ , щоб компенсувати кількості атомів О і Н. Після цього напівреакції відновлення нітратної кислоти і окиснення ферум (II) сульфіді матимуть вигляд:



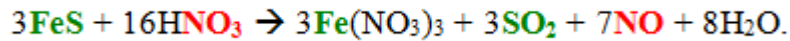
Перемножимо кожний член обох напівреакцій на знайдені множники:



Після скорочення

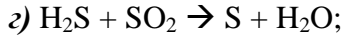
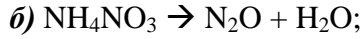
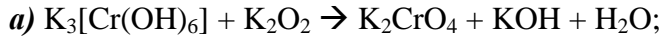


одержуємо коефіцієнти і переносимо їх у молекулярне рівняння реакції:



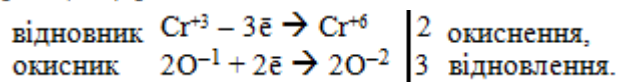
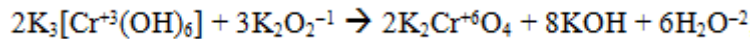
Аналіз методу електронного балансу та іонно-електронного методу доводить, що зручнішим і більш вдалим є саме іонно-електронний метод, який дозволяє уникати зайвих розрахункових операцій.

Приклад 2.16. Виходячи із ступенів окиснення атомів елементів у запропонованих схемах, визначити, до якого типу окисно-відновних реакцій належить кожна з них:

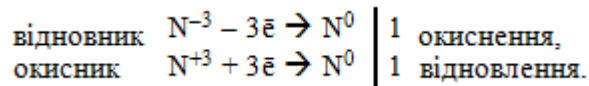
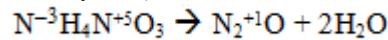


Розв'язок. Для встановлення належності окисно-відновної реакції до певного типу необхідно визначити ступені окиснення елементів і проаналізувати, до складу яких речовин входять атоми елементів, що змінили свої ступені окиснення. Для спрощення ходу розв'язку завдань далі будуть вказані ступені окиснення тільки для елементів-окисників і елементів-відновників.

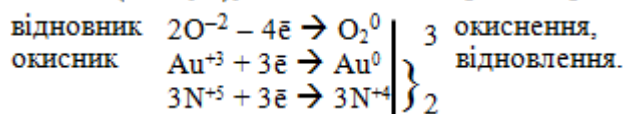
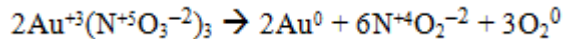
a) Елемент-окисник (O^{-1}) і елемент-відновник (Cr^{+3}) входять до складу молекул різних сполук – K_2O_2 і $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$, тому тип реакції – *міжмолекулярна ОВР*:



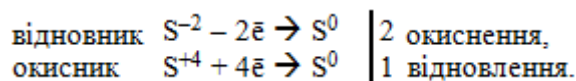
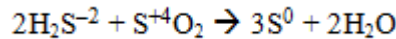
б) Елемент-окисник (N^{+5}) і елемент-відновник (N^{-3}) мають різні ступені окиснення, але входять до складу однієї речовини (NH_4NO_3), тому окисно-відновна реакція проходить за типом *внутрішньомолекулярної комутації*:



в) Елементи-окисники (Au^{+3} і N^{+5}) і елемент-відновник (O^{-2}) входять до складу однієї сполуки ($\text{Au}(\text{NO}_3)_3$), але належать до різних елементів, тому тип реакції – *внутрішньомолекулярна ОВР*:



г) Атоми окисника (S^{+4}) і атоми відновника (S^{-2}) входять до складу різних сполук, але належать одному елементу – сульфуру, тому окисно-відновна реакція протікає за типом *міжмолекулярної комутації*:



д) Атоми окисника (P^{+3}) і атоми відновника (P^{+3}) не тільки входять до складу однієї сполуки (H_3PO_3) і належать до одного елемента – фосфору, але й виявляють однаковий ступінь окиснення (+3), тому тип цієї ОВР – *диспропорціонування*:

