

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ**

Н.А. НИКИФОРОВА

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ
ТА ПРИКЛАДИ**

Частина 3

Друкується за Планом видань навчальної та методичної літератури,
затвердженим Вченою радою НМетАУ
Протокол № 2 від 05.02.2018

Дніпро НМетАУ 2018

УДК 546-3(075.8)

Никифорова Н.А. Загальна хімія: алгоритми та приклади. В 3 частинах.
Частина 3: Навч. посібник. – Дніпро: НМетАУ, 2018. – 74 с.

Розглянуто основні теми, необхідні при вивченні курсу загальної хімії. В частині 3 систематично розглядаються методи складання окисно-відновних реакцій, для яких автором розроблено алгоритми. Докладно розібрано велику кількість прикладів та запропоновано завдання для самостійної роботи. Розглянуто також класифікацію та хімічні властивості бінарних сполук елементів з Гідрогеном, класифікацію хімічних реакцій за різними ознаками, способи добування неорганічних сполук. Наведено відповіді на завдання, рекомендовану літературу та додатки.

Призначений для студентів спеціальності 161 – хімічні технології та інженерія (освітній рівень – бакалавр)

Табл. 1. Бібліогр.: 7 найм.

Друкується за авторською редакцією.

Відповідальний за випуск Д.А. Ковальов, д-р техн. наук, проф.

Рецензенти: І.Л. Коваленко, д-р техн. наук, проф. (УДХТУ)
Н.В. Стець, канд. хім. наук, доц. (ДНУ ім. О. Гончара)

© Національна металургійна академія
України, 2018

© Никифорова Н.А.
2018

9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновні реакції – це реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин.

Окисно-відновна реакція складається з двох процесів – окиснення й відновлення. **Окиснення** – це процес, пов'язаний з **віддачею електронів** якоюсь частинкою. **Відновлення** – це процес, пов'язаний із **приєднанням електронів** якоюсь частинкою.

Окиснення й відновлення – це **спряжені процеси**, оскільки електрони в результаті реакції не губляться й не виникають з нічого. Завжди зберігається **електронний баланс** – загальна кількість втрачених електронів дорівнює загальній кількості приєднаних електронів.

Частинка, яка викликає окиснення іншої частинки, називається **окисником**. Окисник у процесі реакції відновлюється, тобто **приєднує** електрони.

Частинка, що викликає відновлення іншої частинки, називається **відновником**. Відновник у процесі реакції окиснюється, тобто **відає** електрони.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома елементу, який розрахований, виходячи з припущення, що молекули складаються тільки з елементарних іонів.

Насправді таке припущення найчастіше не відповідає дійсності, але є дуже зручним для прогнозування окисно-відновних властивостей речовин та складання рівнянь окисно-відновних реакцій. На відміну від **дійсного заряду**, позначаючи який, спочатку вказують число, а потім знак заряду (+, –, 2+, 3–), позначаючи **ступінь окиснення**, вказують спочатку знак заряду, а потім число (+1, –1, +2, +3). Крім того, ступінь окиснення може дорівнювати нулю.

9.1. Розрахунок ступенів окиснення елементів за формулами речовин

Звичайно, ступені окиснення елементів у конкретних речовинах треба вміти розраховувати, й це слід робити за певними правилами. Таких правил три.

1. У **простих речовинах** ступені окиснення елементів дорівнюють нулю.

2. У молекулах складних речовин алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів дорівнює нулю.

3. У складних іонах алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів дорівнює заряду іона.

Але, щоб скористатися двома останніми правилами, слід наперед знати ступені окиснення деяких елементів.

Гідроген (H) у сполуках з іншими елементами має одну єдину валентність, яка дорівнює одиниці, й може виявляти як позитивний (+1), так і негативний (-1) ступінь окиснення. Утворюючи зв'язок з **металом**, Гідроген виявляє ступінь окиснення (-1), а утворюючи зв'язок з **неметалом** – ступінь окиснення (+1).

Флуор (F) має найбільшу з усіх елементів здатність до приєднання електронів і в сполуках має єдиний можливий ступінь окиснення (-1).

Оксиген (O) у сполуках з іншими елементами має одну єдину валентність, яка дорівнює двом. Найбільш характерним ступенем окиснення Оксигену є (-2), але в оксиген флуориді OF₂ він має ступінь окиснення (+2), оскільки Флуор має єдиний можливий ступінь окиснення в сполуках (-1). Крім того, якщо два атоми Оксигену з'єднуються один з одним (— O — O —), то при валентності $V = 2$ Оксиген має ступінь окиснення (-1). Зверніть увагу на те, що валентність і ступінь окиснення мають різний сенс, вони можуть бути однаковими за абсолютною величиною, а можуть і відрізнятися.

Метали I А групи в сполуках з іншими елементами мають єдиний можливий ступінь окиснення (+1).

Метали II А групи в сполуках з іншими елементами мають єдиний можливий ступінь окиснення (+2).

Метали II Б групи в сполуках з іншими елементами мають єдину можливу валентність $V = 2$, однак, якщо для Zn та Cd існує також єдиний можливий ступінь окиснення, який дорівнює (+2), то Меркурій поряд зі ступенем окиснення (+2) може виявляти ступінь окиснення (+1), коли два атоми Меркурію утворюють зв'язок один з одним (— Hg — Hg —).

Для інших елементів ступені окиснення в сполуках визначають за наведеними вище правилами. Розглянемо приклади.

N₂ – це проста речовина азот, за першим правилом ступінь окиснення Нітрогену в ній дорівнює нулю (пишеться N₂⁰). До речі, валентність Нітрогену в молекулі азоту $V = 3$.

Cu – це проста речовина мідь, за першим правилом ступінь окиснення Купруму в ній дорівнює нулю (пишеться Cu⁰).

S – це проста речовина сірка, за першим правилом ступінь окиснення Сульфур у в ній дорівнює нулю (пишеться S⁰).

NH₃ – це складна речовина. За другим правилом алгебраїчна сума ступенів окиснення елементів у ній дорівнює нулю. Нітроген має змінний ступінь окиснення, а для Гідрогену характерні два ступені окиснення в сполуках. Нітроген виявляє неметалічні властивості, тому ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (+1). Якщо позначити ступінь окиснення Нітрогену через x , то можна скласти просте рівняння $x + 3(+1) = 0$, звідки $x = -3$. Записується N⁻³H₃⁺¹.

BaH₂ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ва – це метал II А групи, який має єдиний можливий ступінь окиснення (+2). Позначаємо ступінь окиснення Гідрогену через x . Тоді $(+2) + 2x = 0$, звідки $x = -1$ (записуємо Ba⁺²H₂⁻¹). Якщо починати визначати ступені окиснення з Гідрогену, то слід пам'ятати, що утворюючи зв'язки з металами, Гідроген виявляє ступінь окиснення (-1).

Cr₂O₃ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Хром виявляє змінні ступені окиснення, тому починаємо з Оксигену. Найбільш характерним його ступенем окиснення є (-2). Позначаємо ступінь окиснення Хрому через x . Тоді $2x + 3(-2) = 0$, звідки $x = +3$ (записуємо Cr₂⁺³O₃⁻²). Такий ступінь окиснення для Хрому є можливим.

Na₂O₂ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Na – це метал I А групи, який має єдиний можливий ступінь окиснення (+1). Позначаємо ступінь окиснення Оксигену через x . Тоді $2(+1) + 2x = 0$, звідки $x = -1$ (записуємо Na⁺¹O₂⁻¹). Якщо ж починати з Оксигену й вважати, що його ступінь окиснення дорівнює (-2), то $2x + 2(-2) = 0$, звідки $x = +2$. Такий ступінь окиснення для Натрію є неможливим, і це дає змогу помітити помилку й виправити ступінь окиснення Оксигену.

H₂SO₃ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. В молекулах оксигеновмісних кислот Гідроген, як правило, зв'язаний з Оксигеном, тобто з неметалом. Тому його ступінь окиснення дорівнює (+1). Ступінь окиснення Оксигену в кислотах, як правило, дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Сульфуру через x . Тоді $2(+1) + x + 3(-2) = 0$, звідки $x = +4$ (записуємо $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$). Корисно запам'ятати, що в кислотному залишку будь-якої солі цієї кислоти ступінь окиснення Сульфуру буде таким самим, як і в кислоті, тобто (+4). Наприклад, $\text{K}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, $\text{CaS}^{+4}\text{O}_3$.

K₂Cr₂O₇ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. К – це метал І А групи, який має єдиний можливий ступінь окиснення (+1). Ступінь окиснення Оксигену буде (-2). Позначаємо ступінь окиснення Хрому через x . Тоді $2(+1) + 2x + 7(-2) = 0$, звідки $x = +6$ (записуємо $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$).

NH₄NO₃ – це складна речовина. Треба використовувати друге правило. Але в цій речовині ми зарані можемо визначити ступені окиснення тільки для Гідрогену (+1) та Оксигену (-2). Ступені окиснення Нітрогену в катіоні та в аніоні очевидно є різними, і ми отримаємо рівняння з двома невідомими, яке має безліч розв'язків. Отримати рівняння з одним невідомим можна, якщо мати на увазі, що NH_4NO_3 – це сіль, яка здатна до електролітичної дисоціації на катіон NH_4^+ та аніон NO_3^- . Визначити ступені окиснення Нітрогену в цих складних іонах ми можемо за третім правилом.

Щоб показати, що знак "+" у NH_4^+ відноситься не до Гідрогену, а до всього іона, винесемо його за дужки й позначимо ступені окиснення елементів $(\text{N}^x\text{H}_4^{+1})^+$. Тоді $x + 4(+1) = +1$, звідки $x = -3$, тобто ступені окиснення $(\text{N}^{-3}\text{H}_4^{+1})^+$. Відзначимо, що Нітроген має ступінь окиснення -3 у будь-якій сполуці, що містить іон NH_4^+ .

Щоб показати, що знак "-" у NO_3^- відноситься не до Оксигену, а до всього іона, винесемо його за дужки й позначимо ступені окиснення елементів $(\text{N}^x\text{O}_3^{-2})^-$. Тоді $x + 3(-2) = -1$, звідки $x = +5$, тобто ступені окиснення $(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-$. Такий самий ступінь окиснення Нітроген має в нітратній кислоті й у будь-якому нітраті.

TiO²⁺ – це складний іон. Використовуємо третє правило. Форма запису заряду вказує на те, що це дійсний заряд усієї частинки, а не ступінь

окиснення Оксигену. Винесемо заряд за дужки й позначимо ступені окиснення елементів $(\text{Ti}^x\text{O}^{-2})^{2+}$. Тоді $x + (-2) = +2$, звідки $x = +4$, тобто ступені окиснення $(\text{Ti}^{+4}\text{O}^{-2})^{2+}$.

$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ – це складний іон. Використовуємо третє правило. Форма запису заряду вказує на те, що це дійсний заряд усієї частинки, а не ступінь окиснення Оксигену. Винесемо заряд за дужки й позначимо ступені окиснення елементів $(\text{P}_2^x\text{O}_7^{-2})^{4-}$. Тоді $2x + 7(-2) = -4$, звідки $x = +5$, тобто ступені окиснення $(\text{P}_2^{+5}\text{O}_7^{-2})^{4-}$.

Завдання 9.1. Визначити ступені окиснення всіх елементів у таких речовинах та іонах: O_2 , O_3 , BaO_2 , As_2O_5 , KH , Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NH_4NO_2 , FeOH^{2+} , Al , SiO_3^{2-} , MnO_4^- , $\text{Cr}(\text{OH})_2^+$, S_8 , NaCl , Cl_2O_7 .

9.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Для складання рівнянь окисно-відновних реакцій найчастіше використовують два основні методи: метод електронного балансу та метод іонно-електронного балансу. Останній метод називають ще методом напівреакцій. Назви обох методів вказують на те, що вони базуються на дотриманні електронного балансу, тільки кількість відданих та приєднаних електронів визначається різними способами.

9.2.1. Метод електронного балансу. Цей метод придатний для складання рівнянь будь-яких окисно-відновних реакцій у будь-якому середовищі, якщо відомі всі продукти, тобто повна схема реакції. Але найчастіше його використовують для визначення коефіцієнтів у рівняннях реакцій, які відбуваються у безводному або неводному середовищі. Кількість відданих та приєднаних електронів за цим методом визначається на підставі зміни ступенів окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин. Підбір коефіцієнтів у рівнянні реакції здійснюється за таким алгоритмом.

Алгоритм визначення коефіцієнтів у рівняннях реакцій методом електронного балансу

1. Визначити ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, й підкреслити ті елементи, які в результаті реакції змінюють свій ступінь окиснення.

2. Скласти рівняння електронного балансу таким чином.

2а. Для кожного елементу, що змінює ступінь окиснення, записати цей елемент у лівій частині рівняння електронного балансу із зазначенням ступеня окиснення у вихідній речовині, а в правій частині – із зазначенням ступеня окиснення в продукті реакції. Якщо молекула вихідної речовини або продукту перетворення містить більше одного атома цього елементу, то помножити кількість атомів елементу та кількість електронів на індекс елементу в формулі речовини, оскільки електрони втрачає або приєднує вся частинка. Скільки елементів змінюють ступінь окиснення, стільки буде рівнянь електронного балансу.

2б. Визначити та вказати, скільки електронів втрачається чи приєднується при зміні ступеня окиснення елементу. Якщо ступінь окиснення збільшується, то електрони втрачаються, а якщо зменшується – приєднуються.

2в. Визначити головні коефіцієнти, які забезпечують електронний баланс (як це робити, буде показано на прикладах).

3. Визначити та вказати процеси окиснення та відновлення, елементи окисник та відновник.

4. Розставити головні коефіцієнти. При цьому для кожного елементу, що змінює ступінь окиснення, насамперед визначити, повністю чи не повністю він змінює свій ступінь окиснення. Елемент змінює ступінь окиснення **повністю**, якщо в правій частині схеми цей елемент у жодній речовині **не виявляє такий самий ступінь окиснення, як у вихідній речовині**. Елемент змінює ступінь окиснення **не повністю**, якщо в правій частині схеми є якась речовина, в якій цей елемент **має такий самий ступінь окиснення, як у вихідній речовині**.

Елемент змінює ступінь окиснення повністю	Елемент змінює ступінь окиснення не повністю
Відповідний головний коефіцієнт ставиться як перед вихідною речовиною, так і перед продуктом її перетворення.	Відповідний головний коефіцієнт ставиться тільки перед продуктом перетворення , а коефіцієнт перед вихідною речовиною визначається, виходячи з кількості всіх атомів даного елемента в правій частині рівняння – як тих, що змінили, так і тих, що не змінили ступінь окиснення.

Слід мати на увазі, що коефіцієнт перед речовиною не завжди дорівнює головному коефіцієнту, який впливає з рівнянь електронного балансу. Це відбувається у випадках, коли молекула вихідної речовини або продукту перетворення містить більше одного атома відповідного елемента, а також коли індекси елемента у формулах вихідної речовини та продукту реакції є різними. Тому треба бути уважними й слідкувати за тим, щоб рівнянням електронного балансу відповідала **кількість атомів** елемента в обох частинах рівняння реакції.

5. Визначити, для яких елементів в лівій частині рівняння (за винятком окисника та відновника) кількість атомів задається головними коефіцієнтами, і поставити відповідні коефіцієнти в правій частині.

6. Визначити коефіцієнт перед тією речовиною, що створює середовище (перед кислотою або лугом), якщо вона є в рівнянні реакції.

7. В останню чергу поставити коефіцієнт перед водою, який розраховується за кількістю атомів Гідрогену.

8. Перевірити, чи правильно розставлено коефіцієнти. Для цього треба визначити елемент, кількість атомів якого не перевірялася (найчастіше це Оксиген, але не завжди), і порівняти кількість його атомів в лівій і в правій частині рівняння. Якщо вона однакова, коефіцієнти розставлені правильно.

Розглянемо приклади.



1. Визначаємо ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, дотримуючись правил, наведених у підрозділі 9.1.

S – це проста речовина, за першим правилом ступінь окиснення Сульфуру дорівнює 0.

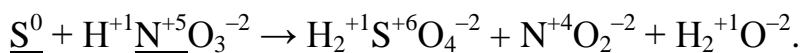
HNO₃ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. В молекулах оксигеновмісних кислот Гідроген, як правило, зв'язаний з Оксигеном, тобто з неметалом. Тому його ступінь окиснення дорівнює (+1). Ступінь окиснення Оксигену в кислотах, як правило, дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Нітрогену через x . Тоді $(+1) + x + 3(-2) = 0$, звідки $x = +5$ (записуємо $\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$).

H₂O – Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (+1), ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Записуємо $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$.

H₂SO₄ – складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (+1). Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Сульфуру через x . Тоді $2(+1) + x + 4(-2) = 0$, звідки $x = +6$ (записуємо $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$).

NO₂ – складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Нітрогену через x . Тоді $x + 2(-2) = 0$, звідки $x = +4$ (записуємо $\text{N}^{+4}\text{O}_2^{-2}$).

Тепер схема реакції виглядатиме так:

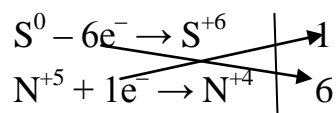


Ступінь окиснення змінили S^0 та N^{+5} , тому вони підкреслені в схемі реакції.

2. Складаємо рівняння електронного балансу.

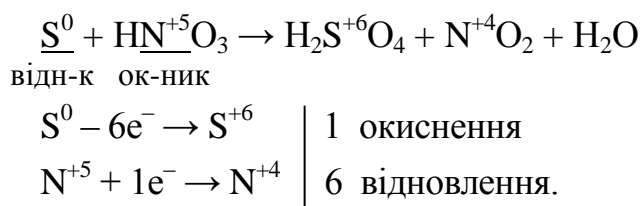
S^0 перетворюється на S^{+6} . Ступінь окиснення збільшується, тобто електрони були віддані. Легко бачити, що віддано 6 електронів: $\text{S}^0 - 6\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{+6}$. N^{+5} перетворюється на N^{+4} . Ступінь окиснення зменшується, тобто електрони були приєднані. Приєднано 1 електрон: $\text{N}^{+5} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+4}$.

Визначаємо головні коефіцієнти.



Щоб зберігався електронний баланс, кількість електронів, відданих Сульфуром, буде коефіцієнтом для Нітрогену, а кількість електронів, приєднаних Нітрогеном, – коефіцієнтом для Сульфуру.

3. Віддача електронів Сульфуром – це процес окиснення, а приєднання електронів Нітрогеном – процес відновлення. Відповідно S^0 є відновником, а N^{+5} – окисником. Запишемо це так.



4. Розставляємо головні коефіцієнти. S^0 в правій частині відсутній, тобто Сульфур змінює ступінь окиснення повністю. Тому і S, і H_2SO_4 матимуть коефіцієнт 1 (не пишеться). N^{+5} також відсутній в правій частині, Нітроген теж змінює ступінь окиснення повністю, і коефіцієнт 6 ставиться як перед HNO_3 , так і перед NO_2



5. В лівій частині рівняння головними коефіцієнтами задається кількість атомів Гідрогену та Оксигену. Але Оксиген входить до складу всіх продуктів реакції, а Гідроген – тільки двох. Тому зрівнюємо кількість атомів Гідрогену в правій частині рівняння. Їх має бути 6. H_2SO_4 містить 2 атоми Гідрогену, тому перед H_2O поставимо коефіцієнт 2.

6, 7. Ці пункти для нашого рівняння не потрібні, оскільки були виконані одночасно з пунктом 5. Остаточного рівняння матиме вигляд



8. Перевіримо, чи правильно розставлено коефіцієнти. Елементом, кількість атомів якого не зрівнювалася, є Оксиген. В лівій частині рівняння кількість атомів Оксигену дорівнює $6 \times 3 = 18$. В правій частині $4 + 6 \times 2 + 2 = 18$. Кількість атомів Оксигену однакова, тому коефіцієнти розставлено правильно.



1. Визначаємо ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, дотримуючись правил, наведених у підрозділі 9.1.

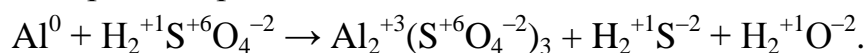
Al – це проста речовина, за першим правилом ступінь окиснення Алюмінію дорівнює 0.

Для **H_2SO_4** та **H_2O** ступені окиснення елементів були визначені в попередньому прикладі ($H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ та $H_2^{+1}O^{-2}$).

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Але при цьому доцільно зважити на той факт, що це сіль, яка здатна до електролітичної дисоціації на катіони Al^{3+} та аніони SO_4^{2-} . Пам'ятаючи, що ступені окиснення Сульфуру та Оксигену в сульфат іоні є такими самими, як і в H_2SO_4 , можемо записати $\text{Al}_2^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})_3$.

H_2S – складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (+1), тому що Сульфур виявляє неметалічні властивості. Тоді ступінь окиснення Сульфуру дорівнює (-2).

Тепер схема реакції виглядатиме так:

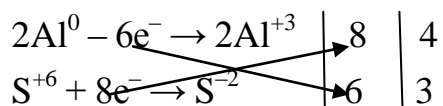


Ступінь окиснення змінили Al^0 та S^{+6} , тому вони підкреслені в схемі реакції.

2. Складаємо рівняння електронного балансу.

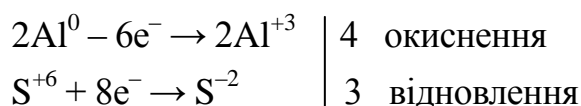
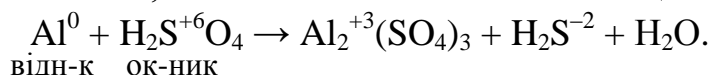
Al^0 перетворюється на Al^{+3} . Ступінь окиснення збільшується, тобто електрони були віддані. Один атом Алюмінію віддає 3 електрони, але оскільки продукт перетворення $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ містить два атоми в молекулі, то має сенс урахувати це в рівнянні електронного балансу: $2\text{Al}^0 - 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Al}^{+3}$. S^{+6} перетворюється на S^{-2} . Ступінь окиснення зменшується, тобто електрони були приєднані. Приєднано 8 електронів: $\text{S}^{+6} + 8\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{-2}$.

Визначаємо головні коефіцієнти.



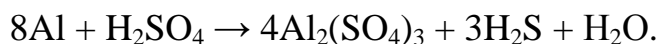
Коефіцієнти, визначені за кількістю електронів, виявилися парними, тому їх було скорочено на 2.

3. Віддача електронів Алюмінієм – це процес окиснення, а приєднання електронів Сульфуром – процес відновлення. Відповідно Al^0 є відновником, а S^{+6} – окисником. Запишемо це так:

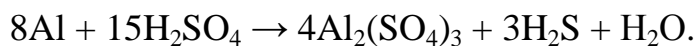


4. Розставляємо головні коефіцієнти. Al^0 в правій частині відсутній, тобто Алюміній змінює ступінь окиснення повністю. Але коефіцієнт 4 відноситься до 2 атомів Алюмінію, тому 4 треба поставити перед $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, а перед Al^0 коефіцієнт буде вдвічі більшим, тобто 8. S^{+6} в правій частині

рівняння є, входить до складу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, тобто Сульфур змінює ступінь окиснення не повністю. Тому коефіцієнт 3 ставиться тільки перед H_2S .

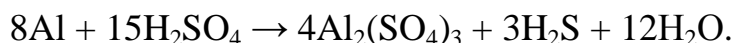


Коефіцієнт перед H_2SO_4 дорівнює кількості атомів Сульфуру в правій частині рівняння: $4 \times 3 + 3 = 15$.



5, 6. Ці пункти для нашого рівняння не потрібні, оскільки були виконані одночасно з пунктом 4.

7. Коефіцієнт перед водою розраховуємо за кількістю атомів Гідрогену – в лівій частині рівняння їх $15 \times 2 = 30$, а в правій частині 6 атомів Гідрогену містить H_2S . Для води залишається 24 атоми, тобто коефіцієнт перед H_2O дорівнюватиме 12. Остаточно рівняння матиме вигляд



8. Перевіримо, чи правильно розставлено коефіцієнти. Елементом, кількість атомів якого не зрівнювалася, є Оксиген. В лівій частині рівняння кількість атомів Оксигену дорівнює $15 \times 4 = 60$. В правій частині $4 \times 4 \times 3 + 12 = 60$. Кількість атомів Оксигену однакова, тому коефіцієнти розставлено правильно.

Розберемо також приклади деяких реакцій, які раніше не розглядалися, щоб уявлення про метод електронного балансу було більш повним.



1. Визначаємо ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, дотримуючись правил, наведених у підрозділі 9.1.

Na_2SO_3 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Na – це метал I А групи, у сполуках з іншими елементами він має єдиний можливий ступінь окиснення (+1). Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Сульфуру через x . Тоді $2(+1) + x + 3(-2) = 0$, звідки $x = +4$ (записуємо $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$).

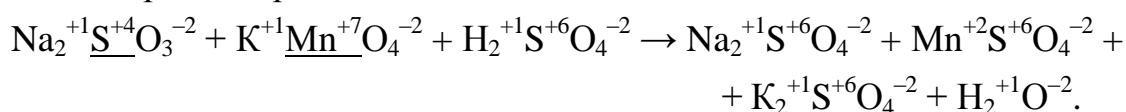
KMnO_4 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. K – це метал I А групи, у сполуках з іншими елементами він має єдиний можливий ступінь окиснення (+1). Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Мангану через x . Тоді $+1 + x + 4(-2) = 0$, звідки $x = +7$ (записуємо $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$).

Для H_2SO_4 та H_2O ступені окиснення елементів були визначені в попередніх прикладах ($\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ та $\text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$).

В речовинах Na_2SO_4 та K_2SO_4 розраховувати ступені окиснення немає потреби, оскільки ступені окиснення Na та K є єдиними можливими, а ступені окиснення Сульфуру та Оксигену в сульфат іоні є такими самими, як і в H_2SO_4 ($\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$, $\text{K}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$).

MnSO_4 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Тут доцільно пам'ятати, що сульфат іон має заряд (2–), тоді ступінь окиснення Мангану буде чисельно дорівнювати його заряду (+2). Можемо записати $\text{Mn}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$.

Тепер схема реакції виглядатиме так:

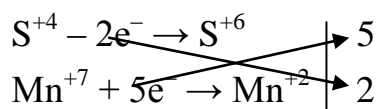


Ступінь окиснення змінили S^{+4} та Mn^{+7} , тому вони підкреслені в схемі реакції.

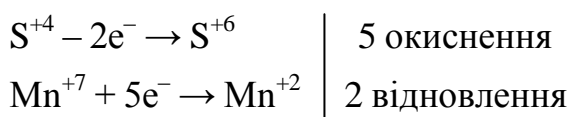
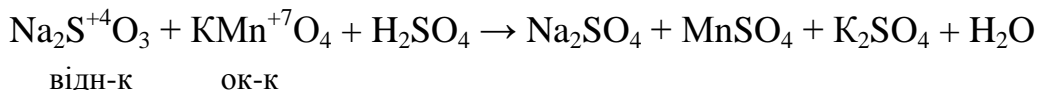
2. Складаємо рівняння електронного балансу.

S^{+4} перетворюється на S^{+6} . Ступінь окиснення збільшується, тобто електрони були віддані. Віддано 2 електрони: $\text{S}^{+4} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{+6}$. Mn^{+7} перетворюється на Mn^{+2} . Ступінь окиснення зменшується, тобто електрони були приєднані. Приєднано 5 електронів: $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$.

Визначаємо головні коефіцієнти.



3. Віддача електронів Сульфуром – це процес окиснення, а приєднання електронів Манганом – процес відновлення. Відповідно S^{+4} є відновником, а Mn^{+7} – окисником. Запишемо це так:



4. Розставляємо головні коефіцієнти. S^{+4} в правій частині відсутній, тобто Сульфур змінює ступінь окиснення повністю. Тому й перед Na_2SO_3 , і перед Na_2SO_4 ставимо коефіцієнт 5. Зверніть увагу на те, що MnSO_4 та K_2SO_4 теж містять S^{+6} , однак, ставлячи коефіцієнт перед Na_2SO_4 , ми одночасно зрівнюємо в лівій і правій частинах рівняння кількість атомів Натрію. Mn^{+7}

також відсутній в правій частині, Манган теж змінює ступінь окиснення повністю, і коефіцієнт 2 ставиться як перед KMnO_4 , так і перед MnSO_4 .

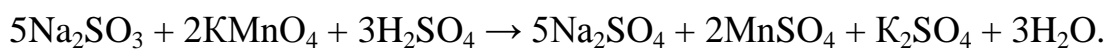


5. В лівій частині рівняння головними коефіцієнтами задається кількість атомів Натрію, Калію та Оксигену. Але Оксиген входить до складу всіх речовин в реакції, тому кількість його атомів не зрівнюємо. Кількість атомів Натрію ми зрівняли, виконуючи попередній пункт. 2KMnO_4 містять 2 атоми Калію, тому перед K_2SO_4 коефіцієнт буде дорівнювати 1.

6. Щоб визначити коефіцієнт перед речовиною, що створює середовище (кислотою H_2SO_4), треба порахувати кількість тих атомів S^{+6} , які не є продуктами перетворення S^{+4} , тобто тих, що входять до складу MnSO_4 та K_2SO_4 . Легко бачити, що таких атомів 3, і таким буде коефіцієнт перед H_2SO_4 .



7. Коефіцієнт перед водою розраховується за кількістю атомів Гідрогену, який входить до складу тільки H_2SO_4 та H_2O . Перед водою поставимо коефіцієнт 3. Остаточнo рівняння матиме вигляд



8. Перевіримо, чи правильно розставлено коефіцієнти. Елементом, кількість атомів якого не зрівнювалася, є Оксиген. В лівій частині рівняння кількість атомів Оксигену дорівнює $5 \times 3 + 2 \times 4 + 3 \times 4 = 35$. В правій частині $5 \times 4 + 2 \times 4 + 4 + 3 = 35$. Кількість атомів Оксигену однакова, тому коефіцієнти розставлено правильно.



1. Визначаємо ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, дотримуючись правил, наведених у підрозділі 9.1.

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2) . Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює $(+1)$. Гідроксид іон має заряд $(-)$, тому ступінь окиснення Хрому дорівнює $(+3)$.

H_2O_2 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює $(+1)$, тому ступінь окиснення Оксигену буде (-1) . У цій сполуці атоми Оксигену зв'язані один з одним $(\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H})$.

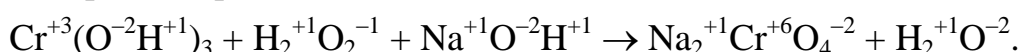
NaOH – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Na – це метал I А групи, у сполуках з іншими елементами він має єдиний можливий

ступінь окиснення (+1). Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Ступінь окиснення Гідрогену дорівнює (+1).

Na_2CrO_4 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Натрію дорівнює (+1). Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Позначаємо ступінь окиснення Хрому через x . Тоді $2(+1) + x + 4(-2) = 0$, звідки $x = +6$.

H_2O – ступені окиснення відомі.

Тепер схема реакції виглядатиме так:

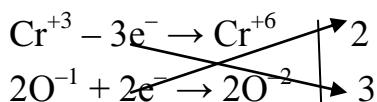


Ступінь окиснення змінили Cr^{+3} та O^{-1} , тому вони підкреслені в схемі реакції.

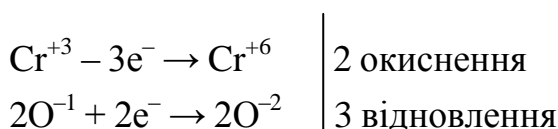
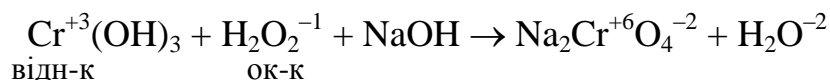
2. Складаємо рівняння електронного балансу.

Cr^{+3} перетворюється на Cr^{+6} . Ступінь окиснення збільшується, тобто електрони були віддані. Віддано 3 електрони: $\text{Cr}^{+3} - 3e^- \rightarrow \text{Cr}^{+6}$. O^{-1} перетворюється на O^{-2} . Ступінь окиснення зменшується, тобто електрони були приєднані. Один атом приєднує 1 електрон. Оскільки H_2O_2 містить 2 атоми Оксигену в молекулі, то має сенс подвоїти в рівнянні електронного балансу кількість атомів Оксигену та кількість електронів: $2\text{O}^{-1} + 2e^- \rightarrow 2\text{O}^{-2}$.

Визначаємо головні коефіцієнти.



3. Віддача електронів Хромом – це процес окиснення, а приєднання електронів Оксигеном – процес відновлення. Відповідно Cr^{+3} є відновником, а O^{-1} – окисником. Запишемо це так:



4. Розставляємо головні коефіцієнти. Cr^{+3} в правій частині відсутній, тобто Хром змінює ступінь окиснення повністю. Тому і перед $\text{Cr}(\text{OH})_3$, і перед Na_2CrO_4 ставимо коефіцієнт 2. O^{-1} також відсутній в правій частині, Оксиген теж змінює ступінь окиснення повністю, але O^{-2} входить до складу як Na_2CrO_4 , так і H_2O . Тому коефіцієнт 3 ми поставимо тільки перед H_2O_2 .



5. Для жодного елементу в лівій частині рівняння кількість атомів головними коефіцієнтами не задається, оскільки і Гідроген, і Оксиген входять до складу NaOH – лугу, який створює лужне середовище в розчині.

6. Коефіцієнт перед NaOH визначаємо за кількістю атомів Натрію. Він дорівнює 4.

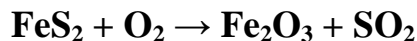


7. Для визначення коефіцієнта перед H₂O підраховуємо кількість атомів Гідрогену в лівій частині рівняння: $2 \times 3 + 3 \times 2 + 4 = 16$. Коефіцієнт перед H₂O дорівнює 8. Остаточо рівняння матиме вигляд



8. Перевіримо, чи правильно розставлено коефіцієнти. Елементом, кількість атомів якого не зрівнювалася, є Оксиген. В лівій частині рівняння кількість атомів Оксигену дорівнює $2 \times 3 + 3 \times 2 + 4 = 16$. В правій частині $2 \times 4 + 8 = 16$. Кількість атомів Оксигену однакова, тому коефіцієнти розставлено правильно.

Дуже цікавою є реакція випалу піриту



1. Визначаємо ступені окиснення елементів у всіх речовинах, присутніх у схемі реакції, дотримуючись правил, наведених у підрозділі 9.1.

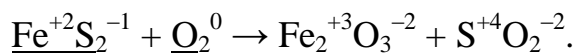
FeS₂ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Але тут ситуація ускладнюється тим, що два атоми Сульфуру зв'язані один з одним (як атоми Оксигену в молекулі H₂O₂), тому Сульфур має ступінь окиснення (-1), а Fe (+2). Графічне зображення сполуки виглядає так:



O₂ – це проста речовина, за першим правилом ступінь окиснення Оксигену дорівнює 0.

Fe₂O₃ – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2). Тоді $2x + 3(-2) = 0$, звідки ступінь окиснення Феруму $x = +3$.

SO_2 – це складна речовина. Використовуємо друге правило. Ступінь окиснення Оксигену дорівнює (-2) . Тоді ступінь окиснення Сульфору дорівнюватиме $+4$. Тепер схема реакції виглядатиме так:

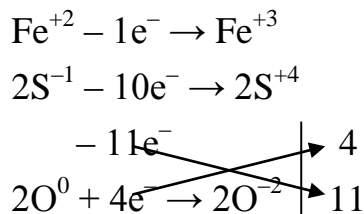


У цій реакції ступінь окиснення змінюють відразу 3 елементи – Fe^{+2} , S^{-1} та O^0 .

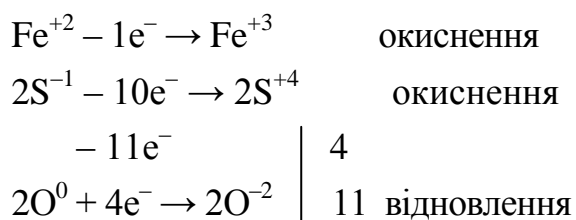
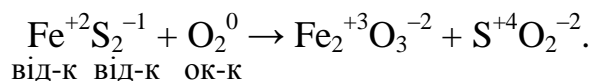
2. Складаємо рівняння електронного балансу.

Fe^{+2} перетворюється на Fe^{+3} . Ступінь окиснення збільшується, тобто електрони були віддані. Віддано 1 електрон: $\text{Fe}^{+2} - 1e^- \rightarrow \text{Fe}^{+3}$. S^{-1} перетворюється на S^{+4} . Ступінь окиснення теж збільшується, тобто електрони були віддані. Віддано 5 електронів. Віддають електрони 2 елементи, які входять до складу однієї речовини, і перед цією речовиною має бути один коефіцієнт. Тому в рівняннях електронного балансу у нас має бути 1 атом Феруму та 2 атоми Сульфур. Тобто для Сульфур рівняння електронного балансу виглядатиме так: $2\text{S}^{-1} - 10e^- \rightarrow 2\text{S}^{+4}$. Усього молекулою FeS_2 віддається 11 електронів. O^0 перетворюється на O^{-2} . Ступінь окиснення зменшується, тобто електрони були приєднані. Один атом приєднує 2 електрони. Оскільки молекула O_2 містить 2 атоми Оксигену, то рівняння електронного балансу виглядатиме так: $2\text{O}^0 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{-2}$.

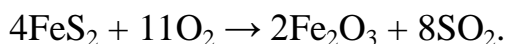
Визначаємо головні коефіцієнти.



3. Віддача електронів Ферумом та Сульфуром – це процеси окиснення, а приєднання електронів Оксигеном – процес відновлення. Відповідно Fe^{+2} та S^{-1} є відновниками, а O^0 – окисником. Запишемо це так:



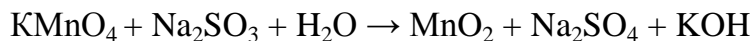
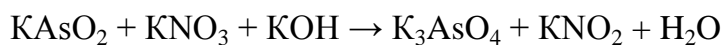
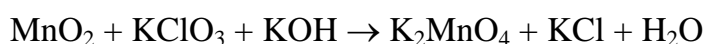
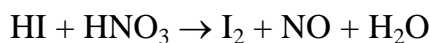
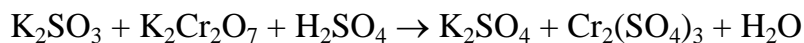
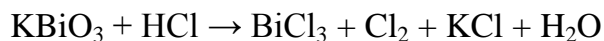
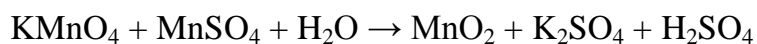
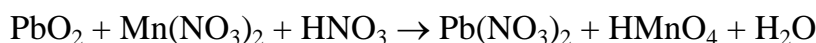
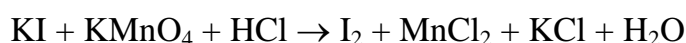
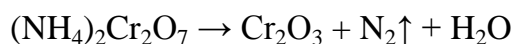
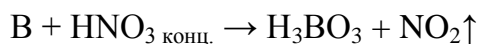
4. Розставляємо головні коефіцієнти. Fe^{+2} в правій частині відсутній, тобто Ферум змінює ступінь окиснення повністю. Перед FeS_2 ставимо коефіцієнт 4, перед Fe_2O_3 – коефіцієнт 2, а перед SO_2 – коефіцієнт 8. Оксиген теж змінює ступінь окиснення повністю, але O^{-2} входить до складу як Fe_2O_3 , так і SO_2 . Тому коефіцієнт 11 ми поставимо перед O_2 .



Коефіцієнти стоять перед усіма речовинами в реакції, тому це рівняння є остаточним, а пункти 5, 6, 7 для цієї реакції не потрібні.

8. Перевіримо, чи правильно розставлено коефіцієнти. Елементом, кількість атомів якого в обох частинах рівняння не зрівнювалася, є Оксиген. В лівій частині рівняння кількість атомів Оксигену дорівнює 22. В правій частині $2 \times 3 + 8 \times 2 = 22$. Кількість атомів Оксигену однакова, тому коефіцієнти розставлено правильно.

Завдання 9.2. За допомогою методу електронного балансу розставити коефіцієнти в таких рівняннях реакції:



9.2.2. Метод іонно-електронного балансу (напівреакцій). Цей метод придатний для складання рівнянь окисно-відновних реакцій тільки у водних розчинах. **Напівреакція** – це окремо взятий процес окиснення або відновлення. Окисно-відновна реакція складається з двох напівреакцій.

Метод напівреакцій має такі переваги:

- при складанні рівняння реакції можна обійтися без обчислення ступенів окиснення атомів, тобто умовних зарядів, які не завжди відповідають реальним;
- у рівняннях напівреакцій фігурують реальні частинки, які дійсно знаходяться в розчині, з їхніми дійсними зарядами;
- не потрібна повна схема реакції, тому що побічні продукти реакції визначаються в процесі складання рівняння реакції;
- не треба знати, чи бере вода безпосередню участь у реакції.

Визначення кількості відданих та приєднаних електронів в методі іонно-електронного балансу базується на дотриманні балансу сумарних зарядів в лівій і правій частинах рівняння напівреакції.

Складання рівняння реакції здійснюється за таким алгоритмом.

Алгоритм складання рівняння повної окисно-відновної реакції

1. Якщо схема реакції представлена в молекулярній формі, записати її в **скороченій** іонно-молекулярній формі без коефіцієнтів.
2. Користуючись алгоритмом складання рівнянь напівреакцій (див. нижче), скласти рівняння напівреакцій для даної реакції.
3. Указати окисник і відновник для даної реакції.
4. Визначити коефіцієнти перед напівреакціями та перевірити електронний баланс.
5. Додати одне до одного рівняння напівреакцій, одночасно множачи їх на відповідні коефіцієнти.
6. Навести подібні члени рівняння.

Примітка. Якщо реакція відбувається в **нейтральному середовищі**, то після виконання п. 5 у правій частині рівняння можуть одночасно знаходитися іони H^+ і OH^- , спільне існування яких неможливо, тому що вони реагують за рівнянням



Цей факт потрібно врахувати до **наведення подібних членів**. Наприклад, якщо в правій частині рівняння знаходяться 4 іони H^+ і 4 іони OH^- , то наводити подібні члени потрібно, вважаючи, що в правій частині присутні 4 молекули води. Якщо ж кількість іонів H^+ і OH^- неоднакова, то якісь іони повністю не прореагують. Так, якщо в правій частині є 8 іонів H^+ і 6 іонів OH^- , то 6 іонів H^+ і 6 іонів OH^- зв'яжуться, утворюючи 6 молекул H_2O , а 2 іони H^+ залишаться в надлишку. Наводити подібні члени потрібно, вважаючи, що в правій частині рівняння присутні $6\text{H}_2\text{O}$ і 2H^+ .

Після наведення подібних членів отримаємо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі.

7. Іони в **лівій частині** рівняння **нейтралізувати** протилежно зарядженими йонами з дотриманням принципу електронейтральності (кількість плюсів повинна дорівнювати кількості мінусів). Іони, дописані в ліву частину рівняння, у такій самій кількості **перенести в праву частину**.

8. Зібрати йони в молекули (з дотриманням принципу електронейтральності) і записати рівняння реакції в молекулярному вигляді.

Алгоритм складання рівняння напівреакції

1. У лівій частині рівняння записати вихідну частинку й залишити місце. У правій частині записати частинку, що є продуктом перетворення вихідної частинки.
2. Перевірити баланс атомів елемента, що відповідає за окисно-відновні властивості частинок, і якщо баланс відсутній, поставити відповідний коефіцієнт.
3. Визначити тип напівреакції за зміною складу вихідної частинки та зрівняти напівреакцію відповідно до її типу (див. нижче).
4. За допомогою електронів, дописаних у ліву чи праву частину рівняння напівреакції, досягти рівності (балансу) сумарних зарядів в обох частинах. Не забувати при цьому, що електрон має одиничний негативний заряд.
5. Указати, яким процесом є складена напівреакція – окиснення чи відновлення.

Суттєвим моментом при складанні рівняння напівреакції є правильне визначення її типу, тому розглянемо можливі типи напівреакцій.

Типи напівреакцій за зміною складу вихідної частинки

1. Напівреакції, що відбуваються **без зміни складу** вихідної частинки.

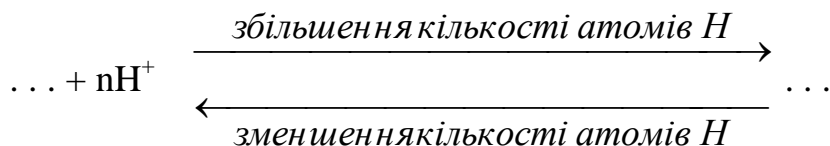
Це найпростіший тип напівреакцій, при складанні яких необхідно лише досягти рівності сумарних зарядів у лівій і правій частинах рівняння.

2. Напівреакції, що відбуваються **зі зміною кількості атомів Гідрогену**.

Перебіг напівреакції зі зміною кількості атомів Гідрогену **залежить від того, яким є середовище в розчині** – кислим, нейтральним або лужним.

2.1. Напівреакція відбувається **в кислому середовищі** (у розчині присутній **надлишок іонів H^+**).

Схема напівреакції має такий вигляд:

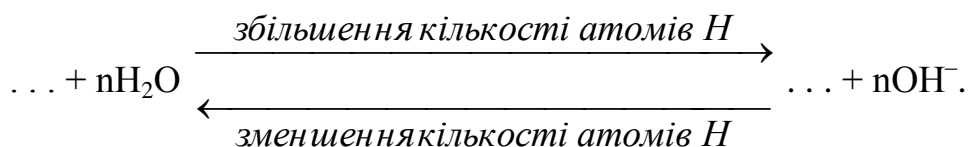


Крапками позначено вихідну й кінцеву частинки, **коефіцієнт n дорівнює кількості віднятих або доданих атомів Гідрогену**.

Якщо напівреакція відбувається зі збільшенням кількості атомів Гідрогену, то вихідною є частинка в лівій частині схеми, і навпаки, при зменшенні кількості атомів Гідрогену вихідною буде частинка, яка записана в правій частині схеми. При **збільшенні** кількості атомів Гідрогену у вихідній частинці до неї приєднуються іони H^+ , надлишок яких є в розчині. При **зменшенні** кількості атомів Гідрогену у вихідній частинці “зайві” атоми Гідрогену переходять у розчин у вигляді іонів H^+ .

2.2. Напівреакція відбувається **в лужному середовищі** (у розчині присутній **надлишок іонів OH^-**).

Схема напівреакції

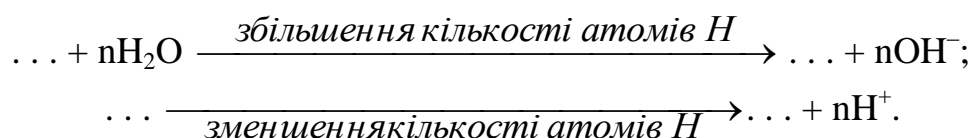


При **збільшенні** кількості атомів Гідрогену у вихідній частинці до неї приєднуються іони H^+ , які у зв'язаному вигляді входять до складу молекул води ($H-OH$). При цьому вивільняються іони OH^- . При **зменшенні**

кількості атомів Гідрогену у вихідній частинці іони OH^- , які присутні в розчині, нейтралізують іони H^+ , що вивільнилися з цієї частинки.

2.3. Напівреакція відбувається в **нейтральному середовищі** (надлишок **іонів** H^+ або OH^- відсутній).

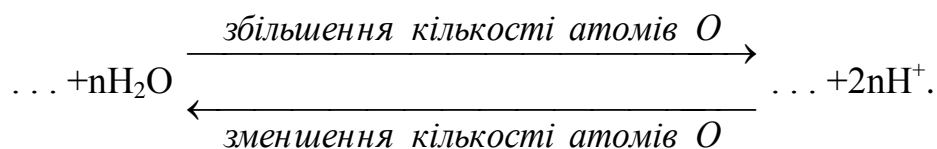
У цьому випадку збільшення кількості атомів Гідрогену відбувається, як у лужному, а зменшення – як у кислому середовищі



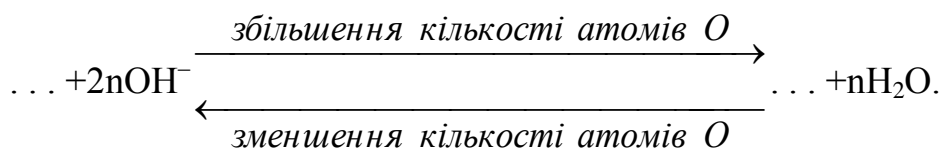
3. Напівреакції, що відбуваються зі **змінюю кількості атомів Оксигену**.

Перебіг таких напівреакцій також залежить від середовища в розчині. **Збільшення** кількості атомів Оксигену здійснюється за допомогою іонів OH^- – вільних або зв'язаних у молекулах води. Якщо використовуються зв'язані іони OH^- , з молекул води вивільняються іони H^+ . **Зменшення** кількості атомів Оксигену здійснюється за допомогою іонів H^+ – вільних або зв'язаних у молекулах води. Якщо використовуються зв'язані іони H^+ , з молекул води вивільняються іони OH^- .

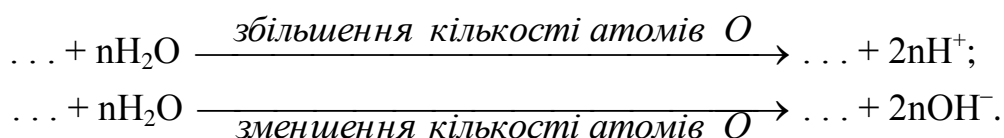
3.1. **Кисле середовище (надлишок іонів H^+).**



3.2. **Лужне середовище (надлишок іонів OH^-).**



3.3. **Нейтральне середовище (надлишок іонів H^+ або OH^- відсутній).**



Зверніть увагу на те, що **коефіцієнт n**, який дорівнює кількості віднятих або доданих атомів Оксигену, ставиться **перед молекулами води, а перед іонами H^+ або OH^- цей коефіцієнт подвоюється.**

4. Напівреакції, що відбуваються з **одночасною зміною кількості атомів Гідрогену та Оксигену** (комбінований тип).

У цьому випадку напівреакцію зрівнюють окремо за Гідрогеном (тип 2) і окремо за Оксигеном (тип 3), а потім наводять подібні члени рівняння.

5. Напівреакції, що відбуваються з **зміною кількості будь-яких іонів, у тому числі й іонів OH^-** .

У цьому випадку відповідні іони в необхідній кількості дописуються в потрібну частину рівняння. Особливу увагу хотілося б звернути на напівреакції, що відбуваються **в лужному середовищі зі зміною кількості йонів OH^-** . Зрівнюючи таку напівреакцію за комбінованим типом, ви, безумовно, одержите правильний результат. Однак цього ж результату можна досягти набагато простіше, додавши $n\text{OH}^-$ у ліву частину у випадку збільшення кількості іонів OH^- або в праву частину у випадку зменшення кількості іонів OH^- .

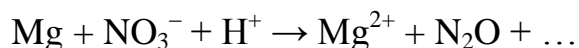
Розглянемо приклади.



Крапки в правій частині поставлено замість відсутніх продуктів реакції. Діємо відповідно до **алгоритму складання повної окисно-відновної реакції**.

1. Схема реакції представлена в молекулярній формі. Представляючи її в іонно-молекулярній формі, необхідно пам'ятати правило запису рівнянь реакцій у розчинах електrolітів (підрозділ 3.5). Нагадаємо, що у **вигляді йонів** записують тільки **розчинні сильні електrolіти**. Розглянемо всі речовини по черзі, одночасно визначаючи йони, які не зазнають перетворення й можуть бути відкинуті. **Mg** – це проста речовина, неелектrolіт. Записується у вигляді атома. **HNO₃** – це розчинна сильна кислота (табл. 3.1), записуємо у вигляді йонів. Йони NO_3^- мають продукт перетворення (**N₂O**), тому в схемі реакції залишаємо як йони H^+ , що створюють кисле середовище, так й йони NO_3^- . **Mg(NO₃)₂** – сіль, розчинний сильний електrolіт, запишемо у вигляді йонів. Йони NO_3^- не є продуктом перетворення, вони є такими самими, як і в **HNO₃**, тому їх можна відкинути. В схемі реакції залишаться йони Mg^{2+} . **N₂O** –

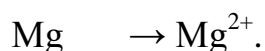
оксид, неелектроліт. Записуємо у вигляді молекули. Схема реакції в скороченій іонно-молекулярній формі має вигляд



Ця схема містить частинки, що зазнають перетворення, продукти цих перетворень і йони, що створюють середовище в розчині.

2. Для складання рівнянь напівреакцій звернемося до відповідного алгоритму.

2.1. Складаємо рівняння першої напівреакції. Вихідна частинка – це Mg, продукт її перетворення – Mg^{2+} :



2.2. Кількість атомів Магнію в лівій і правій частині є однаковою.

2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки.

Напівреакція зрівняна.

2.4. Для дотримання балансу зарядів у праву частину рівняння напівреакції потрібно додати 2 мінуси, тобто 2 електрони:



2.5. Електрони дописані праворуч, це означає, що вони віддані. Це процес окиснення.

Складаємо рівняння другої напівреакції.

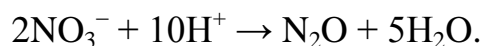
2.1. Вихідна частинка NO_3^- , продукт її перетворення N_2O :



2.2. За окисно-відновні властивості частинок відповідає Нітроген. Кількість атомів Нітрогену в лівій і правій частинах неоднакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед NO_3^- :



2.3. Два іони NO_3^- містять 6, а молекула N_2O – 1 атом Оксигену. Тип напівреакції – зі зменшенням кількості атомів Оксигену в кислому середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в зворотному напрямку. У ліву частину рівняння потрібно дописати 2nH^+ , а в праву – nH_2O . Кількість віднятих атомів Оксигену $\text{n} = 6 - 1 = 5$. Напівреакція здобуває вигляду



2.4. Молекули N_2O та H_2O нейтральні, тому заряд правої частини дорівнює 0. У лівій частині 2 мінуси і 10 плюсів у сумі дають (8+). Для

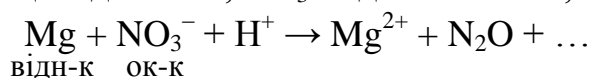
дотримання балансу зарядів у ліву частину потрібно додати 8 мінусів, тобто 8 електронів:



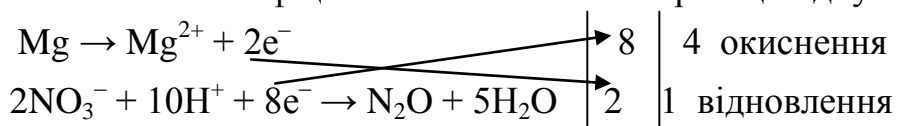
2.5. Електрони дописані ліворуч, це означає, що вони прийняті. Це процес відновлення.

Отже, рівняння обох напівреакцій складено. Повертаємося до алгоритму складання повної окисно-відновної реакції.

3. Окисник і відновник зручно показати в схемі реакції. Mg окиснюється, тому це відновник, NO_3^- відновлюється, тому це окисник:

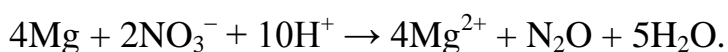


4. Для визначення коефіцієнтів запишемо напівреакції одну під одною:



Коефіцієнти перед напівреакціями визначаються аналогічно тому, як це робиться при використанні методу електронного балансу. Оскільки ці коефіцієнти виявилися парними, їх можна скоротити на 2, і це обов'язково потрібно зробити. Щоб уникнути помилок через неухважність, перевіримо електронний баланс. Кількість відданих електронів складає $4 \times 2 = 8$, кількість прийнятих електронів складає $1 \times 8 = 8$. Електронний баланс є.

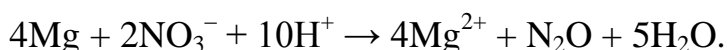
5. Напівреакції додають, як звичайні алгебраїчні рівняння: спочатку додають одну до одної лівої частини напівреакцій, помножені кожна на свій коефіцієнт, а потім праві частини. Результат додавання



Електрони при додаванні скорочуються.

6. Подібних членів у цьому рівнянні немає. Тому результат додавання рівнянь напівреакцій є рівнянням реакції в іонно-молекулярній формі.

7. Оскільки Mg реагує з HNO_3 , то ніяких інших іонів, крім H^+ та NO_3^- в лівій частині не може бути. Обидва йони мають одиничні заряди, тому їх кількість повинна бути однаковою. Але в нашому рівнянні на 10 іонів H^+ приходиться лише 2 іони NO_3^- . Не вистачає 8 іонів NO_3^- . Саме їх ми додамо в ліву частину й перенесемо в праву частину рівняння:





8. Збираючи іони в молекули, спочатку складаємо формулу сполуки таким чином, щоб кількість плюсів у молекулі дорівнювала кількості мінусів, а потім ставимо перед формулою коефіцієнт. H^+ і NO_3^- об'єднуються в молекулу HNO_3 , коефіцієнт перед якою буде дорівнювати 10. Єдиний вид іонів у правій частині рівняння – це іони Mg^{2+} . 4 іони Mg^{2+} мають сумарний заряд (8+), для їх нейтралізації потрібні 8 мінусів, які надають 8 іонів NO_3^- з нижнього рядка. За зарядами іонів отримуємо формулу $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, а коефіцієнт перед нею дорівнюватиме 4. Зайвих іонів немає. Рівняння реакції

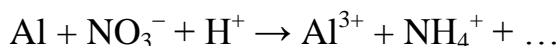


складено правильно.



1. Схема реакції представлена в молекулярній формі. Представимо її в скороченій іонно-молекулярній формі. Al – це проста речовина, неелектроліт. Записується у вигляді атома. HNO_3 – це розчинна сильна кислота (табл. 3.1), записуємо у вигляді іонів. Іони NO_3^- мають продукт перетворення в правій частині схеми, тому в схемі реакції залишаємо як іони H^+ , що створюють кисле середовище, так і йони NO_3^- . $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – сіль, розчинний сильний електроліт, запишемо її у вигляді йонів. Іони NO_3^- не є продуктом перетворення, вони є такими самими, як і в HNO_3 , тому їх можна відкинути. В схемі реакції залишаться іони Al^{3+} . NH_4NO_3 – сіль, розчинний сильний електроліт, запишемо її у вигляді іонів. Іони NO_3^- не є продуктом перетворення, тому їх можна відкинути. В схемі реакції залишаться іони NH_4^+ .

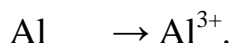
Схема реакції в скороченій іонно-молекулярній формі має вигляд



Ця схема містить частинки, що перетворюються, продукти цих перетворень і йони, що створюють середовище в розчині.

2. Для складання рівнянь напівреакцій звернемося до відповідного алгоритму.

2.1. Складаємо рівняння першої напівреакції. Вихідна частинка Al , продукт її перетворення Al^{3+} :



2.2. Кількість атомів Алюмінію в лівій і правій частині є однаковою.

2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки.

Напівреакція зрівняна.

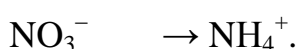
2.4. Для дотримання балансу зарядів у праву частину рівняння напівреакції потрібно додати 3 мінуси, тобто 3 електрони:



2.5. Електрони дописані праворуч, це означає, що вони віддані. Це процес окиснення.

Складаємо рівняння другої напівреакції.

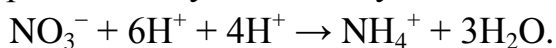
2.1. Вихідна частинка NO_3^- , продукт її перетворення NH_4^+ :



2.2. За окисно-відновні властивості частинок відповідає Нітроген. Кількість атомів Нітрогену в лівій і правій частині є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Іон NO_3^- містить 3 атоми Оксигену, а іон NH_4^+ – 4 атоми Гідрогену. Тип напівреакції – з одночасним зменшенням кількості атомів Оксигену та збільшенням кількості атомів Гідрогену в кислому середовищі (комбінований тип). У цьому випадку напівреакцію треба зрівнювати окремо за Гідрогеном і окремо за Оксигеном, а потім наводити подібні члени рівняння. Зрівнюючи напівреакцію за Оксигеном, відповідну схему напівреакції розглядаємо в зворотному напрямку. У ліву частину рівняння потрібно дописати 2nH^+ , а в праву – nH_2O . Кількість віднятих атомів Оксигену $\text{n} = 3 - 0 = 3$. Зрівнюючи напівреакцію за Гідрогеном, відповідну схему напівреакції розглядаємо в прямому напрямку. У ліву частину рівняння потрібно дописати nH^+ . Кількість доданих атомів Гідрогену $\text{n} = 4 - 0 = 4$.

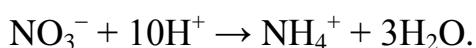
Напівреакція набуває вигляду



за Ок- за Гід- за Оксигеном
сигеном рогеном

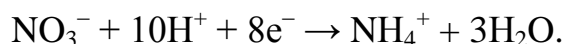
В схемі напівреакції показано, які коефіцієнти були визначені за Оксигеном, а які – за Гідрогеном.

Після наведення подібних членів отримуємо



2.4. Молекули H_2O є нейтральними, тому заряд правої частини дорівнює (+). У лівій частині 1 мінус і 10 плюсів у сумі дають (9+). Для

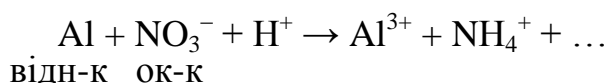
дотримання балансу зарядів у ліву частину потрібно додати 8 мінусів, тобто 8 електронів:



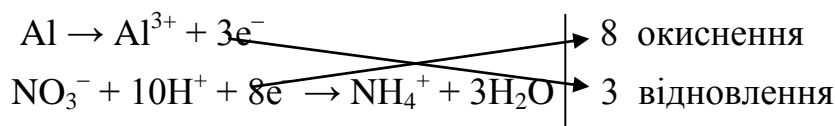
2.5. Електрони дописані ліворуч, це означає, що вони прийняті. Це процес відновлення.

Отже, рівняння обох напівреакцій складено. Повертаємося до алгоритму складання повної окисно-відновної реакції.

3. Окисник і відновник показуємо в схемі реакції. Al окиснюється, тому це відновник, NO_3^- відновлюється, тому це окисник:

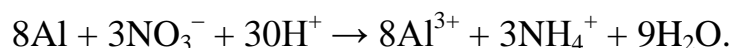


4. Для визначення коефіцієнтів запишемо напівреакції одну під одною:



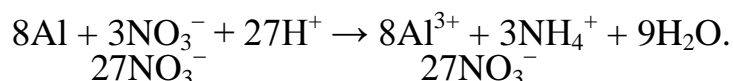
Перевіримо електронний баланс. Кількість відданих електронів складає $8 \times 3 = 24$, кількість приєднаних електронів складає $3 \times 8 = 24$. Електронний баланс є.

5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



6. Подібних членів у цьому рівнянні немає. Тому результат додавання рівнянь напівреакцій є рівнянням реакції в іонно-молекулярній формі.

7. Оскільки Al реагує з HNO_3 , то ніяких інших іонів, крім H^+ та NO_3^- в лівій частині не може бути. Обидва йони мають одиничні заряди, тому їх кількість повинна бути однаковою. Але в нашому рівнянні на 30 іонів H^+ приходиться лише 3 іони NO_3^- . Не вистачає 27 іонів NO_3^- . Саме їх ми додамо в ліву частину і перенесемо в праву частину рівняння:



8. H^+ і NO_3^- об'єднуються в молекулу HNO_3 , коефіцієнт перед якою буде дорівнювати 30. У правій частині рівняння є два види іонів – Al^{3+} і NH_4^+ . Саме між ними треба розподілити 27 іонів NO_3^- . 8 іонів Al^{3+} мають сумарний заряд (24+), для їх нейтралізації потрібні 24 мінуси, які надають 24 іони

NO_3^- з нижнього рядка. За зарядами іонів отримуємо формулу $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, а коефіцієнт перед нею дорівнюватиме 8. З 27 іонів NO_3^- залишилося ще 3 – для нейтралізації 3 іонів NH_4^+ . Зайвих іонів немає. Рівняння реакції



складено правильно.



1. Схема реакції представлена в молекулярній формі. Представимо її в скороченій іонно-молекулярній формі. Cl_2 – проста речовина, неелектроліт. Записується у вигляді молекули. NaOH – сильна розчинна основа – луг (табл. 3.2), записуємо його у вигляді йонів. При цьому пам'ятаємо, що йони лужних і лужноземельних металів (іони Na^+ тощо) у водних розчинах не відновлюються, тому їх можна відкинути. У схемі реакції залишаться йони OH^- . NaCl – сіль, розчинний сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. Іони Na^+ відкидаємо, залишаються йони Cl^- . NaClO_3 – сіль, розчинний сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. Іони Na^+ відкидаємо, залишаються йони ClO_3^- .

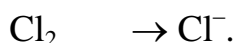
Схема реакції в скороченій іонно-молекулярній формі має вигляд



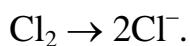
У лівій частині присутні йони OH^- , тому середовище в розчині є лужним.

2. У цій реакції одна й та сама вихідна речовина дає два продукти перетворення.

2.1. Складаємо рівняння першої напівреакції:

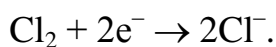


2.2. Кількість атомів Хлору в лівій і правій частині напівреакції не-однакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед Cl^- :



2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки. Напівреакція зрівняна.

2.4. Для дотримання балансу зарядів у ліву частину рівняння додаємо 2 електрони:

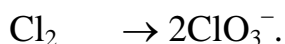


2.5. Напівреакція є процесом відновлення (електрони ліворуч).

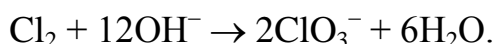
Складаємо рівняння другої напівреакції:



2.2. Кількість атомів Хлору в лівій і правій частині напівреакції не-однакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед Cl^- :



2.3. Тип напівреакції – зі збільшенням кількості атомів Оксигену в лужному середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в прямому напрямку. В ліву частину рівняння дописуємо $2n\text{OH}^-$, а в праву частину – $n\text{H}_2\text{O}$. Кількість доданих атомів Оксигену $n = 2 \times 3 = 6$.

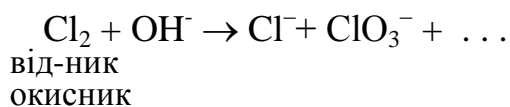


2.4. Сумарний заряд лівої частини рівняння дорівнює (12-), а сумарний заряд правої частини (2-). Для дотримання балансу зарядів потрібно праворуч дописати $10e^-$:

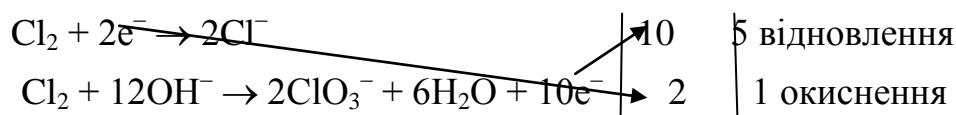


2.5. Напівреакція є процесом окиснення (електрони праворуч).

3. У цій реакції той самий елемент у складі тієї самої речовини (Cl_2) є й окисником, і відновником.

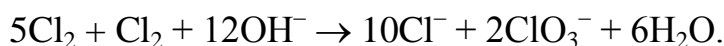


4. Визначаємо коефіцієнти перед напівреакціями:



Парні коефіцієнти (10 і 2) скорочуємо на 2. Кількість відданих електронів дорівнює $5 \times 2 = 10$, кількість прийнятих електронів дорівнює $1 \times 10 = 10$. Електронний баланс є.

5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



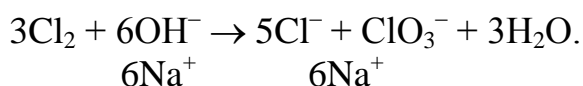
6. Реакція відбувається в лужному середовищі, тому на примітку до цього пункту уваги не звертаємо. Подібними членами є 5Cl_2 і Cl_2 у лівій частині рівняння. Після наведення подібних членів



усі коефіцієнти в рівнянні реакції виявилися парними. Скоротимо їх на 2:



7. Оскільки схема реакції спочатку була представлена в молекулярній формі, йони в лівій частині рівняння будемо нейтралізувати тими йонами, що були відкинуті під час запису схеми реакції в скороченій іонно-молекулярній формі, тобто йонами Na^+ . Додамо 6 Na^+ і перенесемо їх в праву частину:



8. У правій частині рівняння 6 іонів Na^+ розподіляються між п'ятьма йонами Cl^- і одним іоном ClO_3^- . Зайвих іонів немає. Остаточне рівняння реакції



1. Схема реакції представлена в молекулярній формі. Представимо її в скороченій іонно-молекулярній формі. **Si** – це проста речовина, неелектроліт. Записується у вигляді атома. **NaOH** – сильна розчинна основа, записуємо у вигляді йонів. Йони Na^+ відкидаємо. У схемі реакції залишаться йони OH^- . **Na₂SiO₃** – сіль, розчинний сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. Йони Na^+ відкидаємо, залишаються йони SiO_3^{2-} . **H₂** – це проста речовина, неелектроліт. Записується у вигляді молекули.

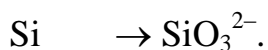
Схема реакції в скороченій іонно-молекулярній формі має вигляд



У лівій частині присутні йони OH^- , тому середовище в розчині є лужним.

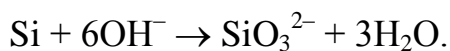
2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. У першій напівреакції вихідною частинкою є Si, продукт її перетворення – SiO_3^{2-} :

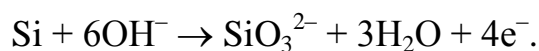


2.2. За окисно-відновні властивості частинок відповідає Силіцій. Кількість атомів Силіцію в лівій і правій частині є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Тип напівреакції – зі збільшенням кількості атомів Оксигену в лужному середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в прямому напрямку. В ліву частину рівняння дописуємо $2n\text{OH}^-$, а в праву частину $n\text{H}_2\text{O}$. Кількість доданих атомів Оксигену $n = 3$.



2.4. Сумарний заряд лівої частини рівняння дорівнює (6-), а сумарний заряд правої частини (2-). Для дотримання балансу зарядів потрібно праворуч дописати $4e^-$:



2.5. Напівреакція є процесом окиснення (електрони праворуч).

Складаємо рівняння другої напівреакції.

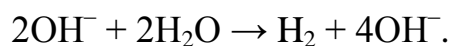
2.1. У схемі реакції Гідроген містять тільки йони OH^- . Будемо вважати їх вихідною частинкою, яка перетворюється на H_2 :



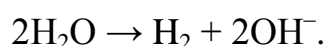
2.2. За окисно-відновні властивості частинок відповідає Гідроген. Кількість атомів Гідрогену в лівій і правій частині неоднакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед OH^- :



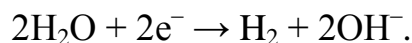
2.3. Тип напівреакції – зі зменшенням кількості атомів Оксигену в лужному середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в зворотному напрямку. У ліву частину рівняння потрібно дописати nH_2O , а в праву $2nOH^-$. Кількість віднятих атомів Оксигену $n = 2 - 0 = 2$. Схема напівреакції набуває вигляду



Йони OH^- присутні в обох частинах рівняння напівреакції. Наводимо подібні члени рівняння. Схема напівреакції набуває вигляду

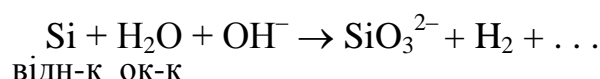


2.4. Для дотримання балансу зарядів у ліву частину рівняння додаємо 2 електрони:



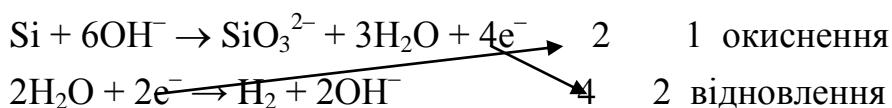
2.5. Напівреакція є процесом відновлення (електрони ліворуч).

3. Окисник і відновник покажемо в схемі реакції. Si окиснюється, тому це відновник, H_2O відновлюється, тому це окисник:



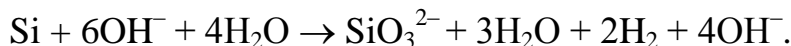
Таким чином, метод напівреакцій дозволив дізнатися, що вода в розчині бере безпосередню участь у реакції, і саме вона є окисником.

4. Для визначення коефіцієнтів запишемо напівреакції одну під одною:

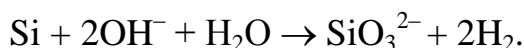


Коефіцієнти виявилися парними, тому їх було скорочено. Електронний баланс є.

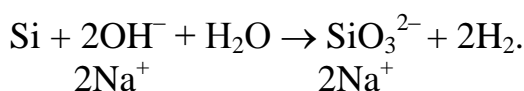
5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



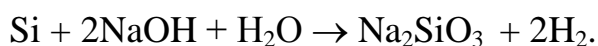
6. Реакція відбувається в лужному середовищі, тому на примітку до цього пункту уваги не звертаємо. Подібними членами є 6OH^- у лівій частині та 4OH^- у правій, а також $4\text{H}_2\text{O}$ в лівій і $3\text{H}_2\text{O}$ в правій частинах рівняння. Після наведення подібних членів отримуємо



7. Нейтралізуємо йони в лівій частині й переносимо 2Na^+ в праву частину:

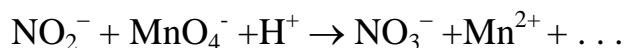


8. У лівій частині рівняння 2 йони Na^+ нейтралізують 2 йони OH^- . Це дає 2NaOH . Єдиним видом іонів у правій частині рівняння є SiO_3^{2-} . Їхній заряд (2+) нейтралізується двома іонами Na^+ з нижнього рядка. За зарядами іонів отримуємо формулу Na_2SiO_3 , а коефіцієнт перед нею дорівнюватиме 1. Зайвих іонів немає. Рівняння реакції



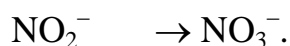
1. Схема реакції представлена в молекулярній формі. Записуємо її в скороченій іонно-молекулярній формі. $\mathbf{KNO_2}$ – сіль, розчинний сильний електроліт, тому запишемо її у вигляді йонів. Йони K^+ відкидаємо. У схемі реакції залишаться йони NO_2^- . $\mathbf{KMnO_4}$ – сіль, розчинний сильний електроліт, записуємо у вигляді йонів. Йони K^+ відкидаємо. Залишаються йони MnO_4^- . $\mathbf{H_2SO_4}$ – розчинна сильна кислота (табл. 3.1), записуємо у вигляді йонів. Йони SO_4^{2-} не дають продукту перетворення, тобто кислоту додано **тільки для створення кислого середовища**. У схемі реакції залишаються йони H^+ . $\mathbf{KNO_3}$ – сіль, розчинний сильний електроліт, записується у вигляді йонів. Залишаємо йони NO_3^- . $\mathbf{MnSO_4}$ – сіль, розчинний сильний електроліт, записується у вигляді йонів. Сіль є продуктом перетворення

KMnO_4 , тому залишаємо йони Mn^{2+} . Схеми реакції в скороченій іонно-молекулярній формі має вигляд



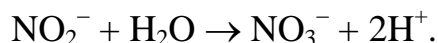
2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. У першій напівреакції вихідною частинкою є NO_2^- , продуктом її перетворення є NO_3^- :



2.2. За окисно-відновні властивості йона NO_2^- відповідає Нітроген. Кількість атомів Нітрогену в лівій і правій частинах є однаковою.

2.3. Іон NO_2^- містить 2, а йон NO_3^- – 3 атоми Оксигену. Тип напівреакції – зі збільшенням кількості атомів Оксигену в кислому середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в прямому напрямку. У ліву частину рівняння потрібно дописати $n\text{H}_2\text{O}$, а в праву $2n\text{H}^+$. Кількість доданих атомів Оксигену $n = 3 - 2 = 1$. Напівреакція набуває вигляду



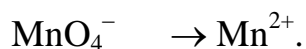
2.4. Молекула H_2O є нейтральною, тому заряд лівої частини складає (-). У правій частині 1 мінуси і 2 плюси в сумі дають (+). Для дотримання балансу зарядів у праву частину потрібно додати 2 мінуси, тобто 2 електрони:



2.5. Напівреакція є процесом окиснення (електрони праворуч).

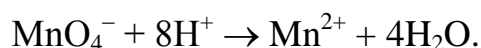
Складаємо рівняння другої напівреакції.

2.1. Вихідна частинка MnO_4^- , продукт її перетворення Mn^{2+} :

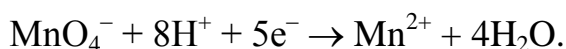


2.2. За окисно-відновні властивості йона MnO_4^- відповідає Манган. Кількість атомів Мангану в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Іон MnO_4^- містить 4 атоми Оксигену, а іон Mn^{2+} – жодного. Тип напівреакції – зі зменшенням кількості атомів Оксигену в кислому середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в зворотному напрямку. У ліву частину рівняння потрібно записати $2n\text{H}^+$, а в праву $n\text{H}_2\text{O}$. Кількість доданих атомів Оксигену $n = 4 - 0 = 4$. Напівреакція має вигляд

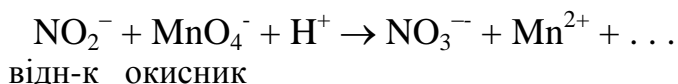


2.4. У лівій частині один мінус і 8 плюсів у сумі дають (7+). Заряд правої частини (2+). Ліворуч маємо 5 зайвих плюсів, які потрібно нейтралізувати п'ятьма мінусами, тобто додаємо 5 електронів у ліву частину:

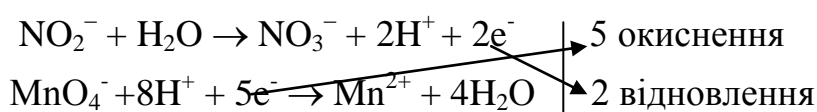


2.5. Напівреакція є процесом відновлення (електрони ліворуч).

3. Окисник і відновник покажемо в схемі реакції. NO_2^- окиснюється, тому це відновник, MnO_4^- відновлюється, тому це окисник:

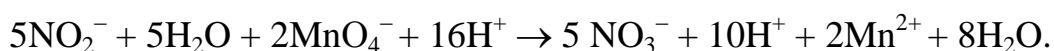


4. Запишемо напівреакції одну під одною й визначимо коефіцієнти:

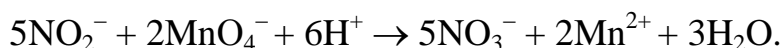


Перевіримо електронний баланс. Кількість відданих електронів складає $5 \times 2 = 10$, кількість приєднаних електронів складає $2 \times 5 = 10$. Електронний баланс є.

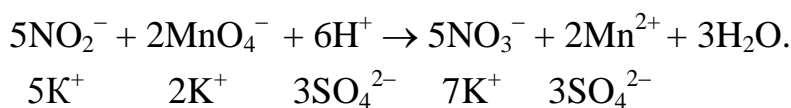
5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



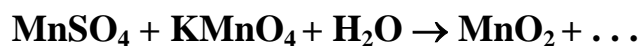
6. Реакція відбувається в кислому середовищі, тому примітка до неї не відноситься. Подібними членами є молекули води та іони H^+ . У лівій частині молекул води 5, а в правій 8. У правій частині залишаться $3\text{H}_2\text{O}$. Іонів H^+ ліворуч 16, а праворуч 10. У лівій частині залишаються 6H^+ . Після наведення подібних членів отримаємо



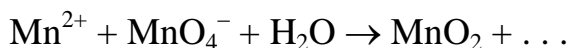
7. Нейтралізуємо йони в лівій частині рівняння тими йонами, що були відкинуті під час запису схеми реакції в скороченій іонно-молекулярній формі. Для 5 іонів NO_2^- це 5K^+ , для 2 іонів MnO_4^- це 2K^+ . 6 іонів H^+ мають заряд (6+), а заряд (6-) матимуть 3 іони SO_4^{2-} . Переносимо всі дописані йони (у довільному порядку) в праву частину. тому що це йони, з якими в результаті реакції нічого не відбулося – їх залишилося стільки ж, скільки було до реакції.



8. У лівій частині рівняння об'єднання йонів K^+ і NO_2^- дає формулу KNO_2 , коефіцієнт перед якою буде 5; об'єднання йонів K^+ і MnO_4^- дає формулу $KMnO_4$, коефіцієнт перед якою буде 2; об'єднання йонів H^+ і SO_4^{2-} дає формулу H_2SO_4 , коефіцієнт перед якою буде 3. У правій частині 5 іонів NO_2^- мають заряд (5-). У нижньому рядку шукаємо йони, які дають 5 плюсів. Використавши $5K^+$, отримаємо $5KNO_3$. При цьому $2K^+$ з семи ще залишаються. $2Mn^{2+}$ потребують для нейтралізації $2SO_4^{2-}$, одержимо $2MnSO_4$. При цьому один іон SO_4^{2-} залишається. Об'єднуючи $2K^+$ і SO_4^{2-} , що залишилися, отримаємо K_2SO_4 . Зайвих іонів не залишається. Рівняння реакції



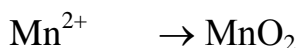
1. Записуємо схему реакції в скороченій іонно-молекулярній формі. $MnSO_4$ – сіль, розчинний сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. Оскільки в правій частині схеми є продукт, який містить Манган, і немає продукту, який містить Сульфур, залишаємо в схемі реакції тільки йони Mn^{2+} . $KMnO_4$ – залишаємо MnO_4^- (як у попередньому прикладі). H_2O – дуже слабкий електроліт, записуємо у вигляді молекули. MnO_2 – оксид, у водному розчині неелектроліт. Записуємо у вигляді молекули. Схема реакції



Оскільки в лівій частині схеми немає ні іонів H^+ , ані іонів OH^- , робимо висновок, що реакція відбувається в нейтральному середовищі. Крім того, дві частинки, що містять Манган, перетворюються на один продукт.

2. Складаємо рівняння напівреакцій.

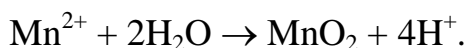
2.1. Перша напівреакція



2.2. За окисно-відновні властивості йона Mn^{2+} відповідає Манган.

Кількість атомів Мангану в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

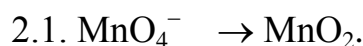
2.3. Тип напівреакції – зі збільшенням кількості атомів Оксигену в нейтральному середовищі. Схему напівреакції розглядаємо в прямому напрямку. Кількість доданих атомів Оксигену $n = 2$.



2.4. У лівій частині заряд дорівнює (2+), у правій частині (4+). У правій частині 2 зайвих плюси, які нейтралізуємо двома електронами:

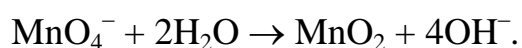


2.5. Електрони в правій частині рівняння, тому це процес окиснення. Складаємо рівняння другої напівреакції.

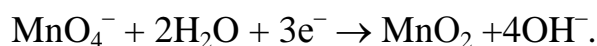


2.2. За окисно-відновні властивості йона MnO_4^- відповідає Манган. Кількість атомів Мангану в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Тип напівреакції – зі зменшенням кількості атомів Оксигену в нейтральному середовищі. Знаходимо схему напівреакції. Кількість віднятих атомів Оксигену $n = 4 - 2 = 2.$

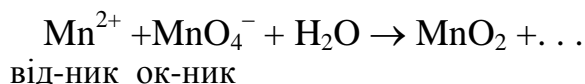


2.4. У лівій частині заряд дорівнює (1-), а в правій (4-). В лівій частині не вистачає трьох мінусів, тому додаємо туди 3 електрони:

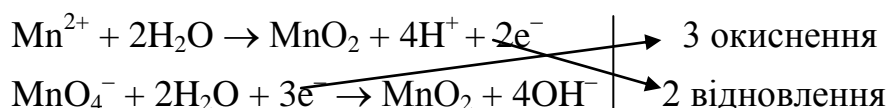


2.5 Напівреакція є процесом відновлення (електрони ліворуч).

3. Mn^{2+} – відновник, тому що окиснюється, MnO_4^- – окисник, тому що відновлюється.

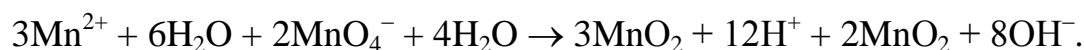


4. Визначаємо коефіцієнти перед напівреакціями:

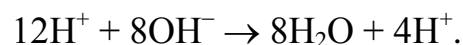


Кількість відданих електронів дорівнює $3 \times 2 = 6$, кількість приєднаних електронів дорівнює $2 \times 3 = 6$. Електронний баланс є.

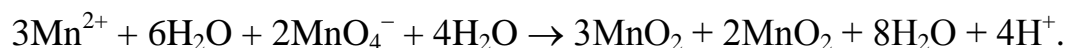
5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



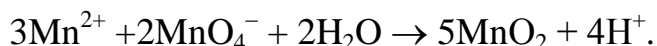
6. Реакція відбувається в нейтральному середовищі. Звертаємо увагу на примітку. У правій частині рівняння є й іони H^+ , і йони OH^- , тож



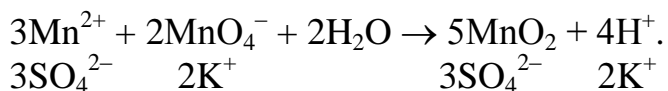
Перепишемо рівняння:



Подібні члени: (6+4) H₂O ліворуч і 8H₂O праворуч, (3+2) MnO₂ праворуч.
Після наведення подібних членів отримуємо



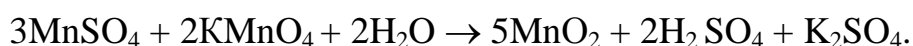
7. Згідно з первісною схемою йони Mn²⁺ нейтралізуємо йонами SO₄²⁻, йони MnO₄⁻ – йонами K⁺. Вода нейтральна.



8. У лівій частині



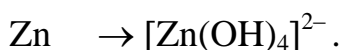
У правій частині у верхньому рядку є тільки один вид іонів (H⁺). 4 йони H⁺ можуть нейтралізувати 2 йони SO₄²⁻ з нижнього рядка. При цьому в нижньому рядку залишаються SO₄²⁻ і 2K⁺, що дає K₂SO₄. Зайвих іонів немає.
Рівняння реакції



1. Схему представлено в іонно-молекулярній формі, тому перший пункт алгоритму відпадає. У лівій частині схеми присутні йони OH⁻, реакція відбувається в лужному середовищі.

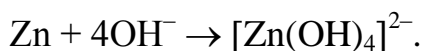
2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. Перша напівреакція

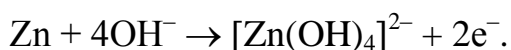


2.2. Кількість атомів Цинку в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Тип напівреакції – зі збільшенням кількості іонів OH⁻ в лужному середовищі, n = 4.

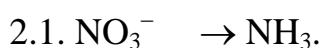


2.4. Заряд ліворуч дорівнює (4-), праворуч (2-). Додаємо в праву частину 2 електрони:



2.5. Напівреакція є процесом окиснення.

Складаємо рівняння другої напівреакції.

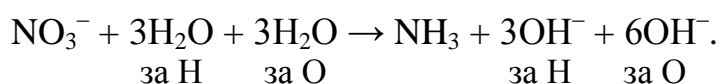


2.2. За окисно-відновні властивості йона NO_3^- відповідає Нітроген. Кількість атомів Нітрогену в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

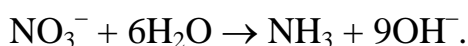
2.3. Напівреакція відбувається одночасно зі збільшенням кількості атомів Гідрогену та зі зменшенням кількості атомів Оксигену в лужному середовищі (комбінований тип).

Схема напівреакції, що відбувається зі зміною кількості атомів Гідрогену в лужному середовищі, повинна розглядатися в прямому напрямку, $n = 3$. Ліворуч запишемо $3\text{H}_2\text{O}$, а праворуч – 3OH^- .

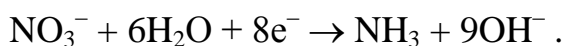
Схема напівреакції, що відбувається зі зміною кількості атомів Оксигену в лужному середовищі повинна розглядатися в зворотному напрямку, $n = 3$. Ліворуч потрібно записати $3\text{H}_2\text{O}$, а праворуч 6OH^- . Тобто



Наведемо подібні члени й одержимо

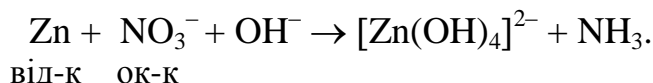


2.4. Для балансу зарядів у ліву частину додаємо 8 електронів:

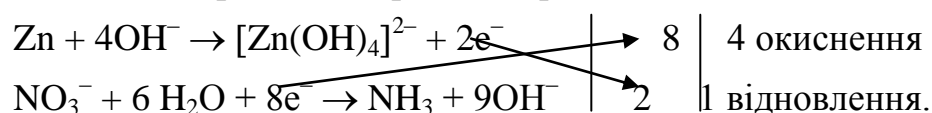


2.5. Напівреакція є процесом відновлення.

3. Покажемо в схемі відновник і окисник:

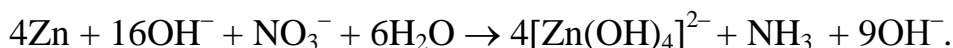


4. Визначаємо коефіцієнти перед напівреакціями.

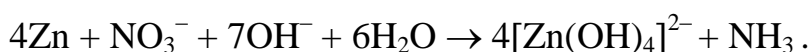


Електронний баланс є.

5. Результат додавання напівреакцій



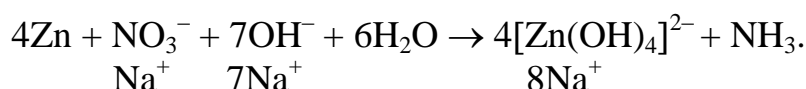
6. Реакція відбувається в лужному середовищі, на примітку уваги не звертаємо. Подібними членами є 16OH^- і 9OH^- . Після наведення подібних членів отримаємо



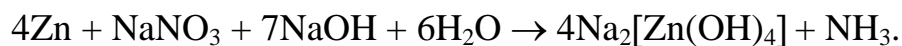
7. Первісну схему реакції представлено в скороченій іонно-молекулярній формі, тому обирати йони для нейтралізації йонів у лівій частині рівняння

доведеться самим. Протийони обирають таким чином, щоб вони давали сильний розчинний електроліт з іонами, що беруть участь у реакції. На практиці можна рекомендувати обирати однакові катіони для нейтралізації всіх наявних аніонів (щонайкраще для цього підходять іони Na^+ і K^+) та однакові аніони для нейтралізації всіх наявних катіонів (Cl^- , SO_4^{2-} , рідше NO_3^-).

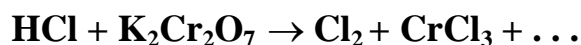
У розглянутій реакції йонами, що беруть участь, є тільки аніони. Візьmemo для їхньої нейтралізації іони Na^+ .



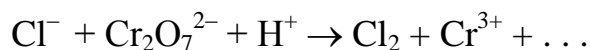
8. Остаточне рівняння реакції



Зверніть увагу на те, що метод напівреакцій дозволив установити, що в реакції безпосередню участь бере вода.

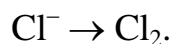


1. Записуємо схему реакції в скороченій іонно-молекулярній формі. **HCl** – розчинна сильна кислота. Іони Cl^- беруть безпосередню участь у реакції, йони H^+ необхідні для створення кислого середовища. Тому в схемі залишаємо як іони Cl^- , так і йони H^+ . **K₂Cr₂O₇** – розчинна сіль оксигеновмісної кислоти, сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. У схемі залишаємо йони $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. **Cl₂** – проста речовина, неелектроліт. Записуємо у вигляді молекули. **CrCl₃** – розчинна сіль, сильний електроліт. Записуємо у вигляді йонів. Іони Cl^- не є продуктом перетворення, тому їх відкидаємо. Залишаються іони Cr^{3+} . Схема реакції

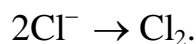


2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. Перша напівреакція



2.2. Кількість атомів Хлору в лівій і правій частині напівреакції не-однакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед Cl^- :



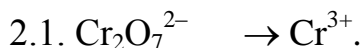
2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки.

2.4. Для балансу зарядів дописуємо 2 електрони в праву частину:

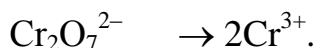


2.5. Це процес окиснення.

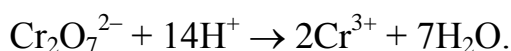
Складаємо рівняння другої напівреакції.



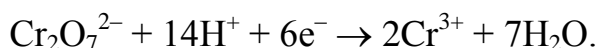
2.2. Кількість атомів Хрому в лівій і правій частинах напівреакції не-однакова. Ставимо коефіцієнт 2 перед Cr^{3+} :



2.3. Тип напівреакції – зі зменшенням кількості атомів Оксигену в кислому середовищі, $n = 7$. Схему напівреакції розглядаємо в зворотному напрямку.

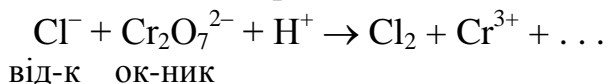


2.4. Сумарний заряд ліворуч складає (12+), а праворуч (6+). У ліву частину дописуємо 6 електронів:

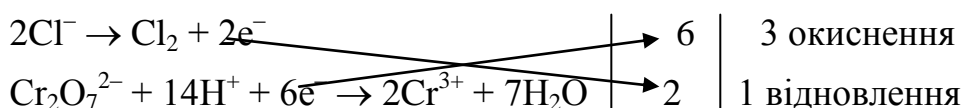


2.5. Це процес відновлення.

3. Покажемо в схемі реакції відновник і окисник:

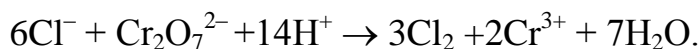


4. Визначимо коефіцієнти перед напівреакціями.



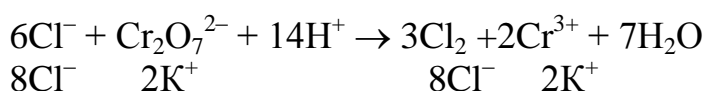
Електронний баланс є.

5. Результат додавання напівреакцій

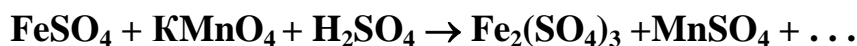
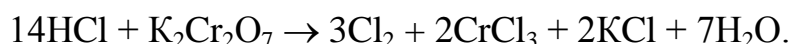


6. Подібних членів у рівнянні немає.

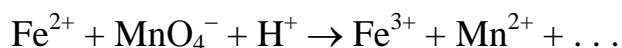
7. Відповідно до первісної схеми реакції йони Cl^- та йони H^+ входять тільки до складу HCl . Оскільки обидва йони мають одиничні заряди, треба, щоб кількість іонів Cl^- дорівнювала кількості іонів H^+ . Додаємо 8 іонів Cl^- у ліву частину. Тепер і кількість іонів Cl^- і кількість іонів H^+ дорівнюватиме 14. Іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ нейтралізують 2 йони K^+ .



8. У правій частині рівняння 8 іонів Cl^- розподіляються між двома йонами Cr^{3+} і двома йонами K^+ . Зайвих іонів немає. Рівняння реакції



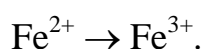
1. Схема реакції в скороченій іонно-молекулярній формі



Середовище кисле.

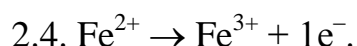
2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. Перша напівреакція



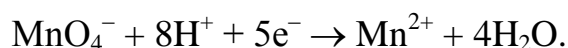
2.2. Кількість атомів Феруму в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки.



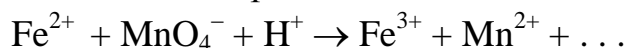
2.5. Це процес окиснення.

Складання рівняння другої напівреакції обговорювалося вище. Тут ми її просто наведемо:



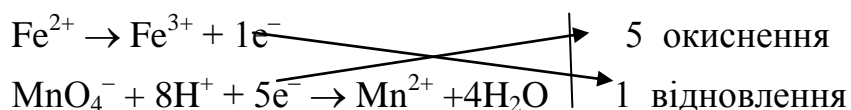
Це процес відновлення.

3. Покажемо в схемі реакції відновник і окисник:



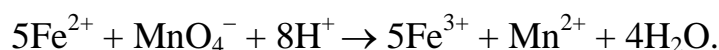
відн-к окисник

4. Визначимо коефіцієнти перед напівреакціями:

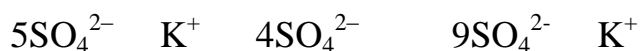
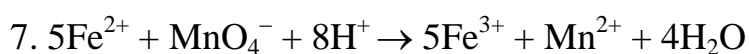


Електронний баланс є.

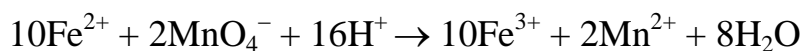
5. Результат додавання рівнянь напівреакцій



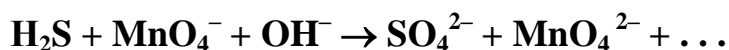
6. Подібних членів немає.



8. При складанні молекулярного рівняння цієї реакції виникає утруднення, пов'язане з тим, що 5 іонів Fe^{3+} мають непарний заряд, а аніони SO_4^{2-} – парний. Утруднення легко усунути, якщо помножити обидва рядки на 2:



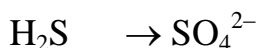
Тепер сумарний заряд катіонів парний, і вони легко комбінуються з аніонами SO_4^{2-} :



1. Схема вже представлена в скороченій іонно-молекулярній формі. Середовище лужне.

2. Складаємо рівняння напівреакцій.

2.1. Перша напівреакція

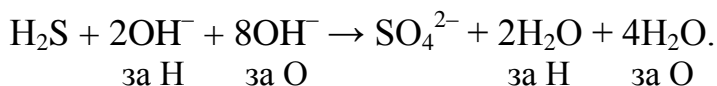


2.2. Кількість атомів Сульфуру в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

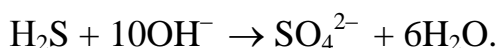
2.3. Тип напівреакції – комбінований, зі зменшенням кількості атомів Гідрогену і збільшенням кількості атомів Оксигену в лужному середовищі.

Схема напівреакції, що відбувається зі зміною кількості атомів Гідрогену в лужному середовищі повинна розглядатися в зворотному напрямку, $n = 2$. Ліворуч записуємо 2OH^- , а праворуч $2\text{H}_2\text{O}$.

Схема напівреакції, що відбувається зі зміною кількості атомів Оксигену в лужному середовищі повинна розглядатися в прямому напрямку, $n = 4$. Ліворуч записуємо 8OH^- , а праворуч $4\text{H}_2\text{O}$.



Після наведення подібних членів отримуємо

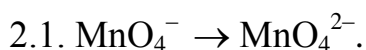


2.4. Для балансу зарядів у праву частину рівняння дописуємо $8e^-$:



2.5. Це процес окиснення.

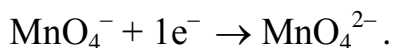
Складаємо рівняння другої напівреакції.



2.2. Кількість атомів Мангану в лівій і правій частинах є однаковою й дорівнює 1.

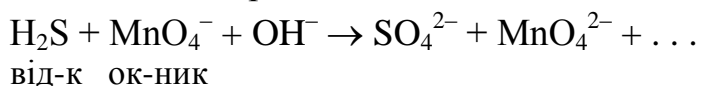
2.3. Тип напівреакції – без зміни складу вихідної частинки.

2.4. Для балансу зарядів у ліву частину рівняння дописуємо $1e^-$:

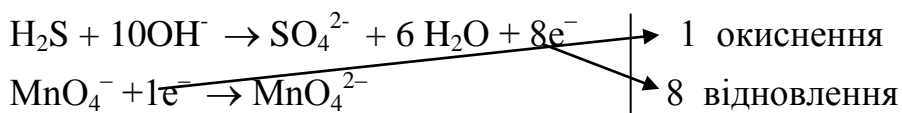


2.5. Це процес відновлення.

3. Покажемо в схемі реакції відновник і окисник:

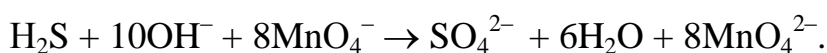


4. Визначимо коефіцієнти перед напівреакціями:



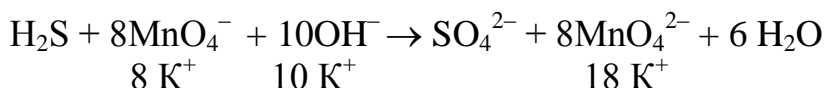
Електронний баланс є.

5. Результат додавання напівреакцій

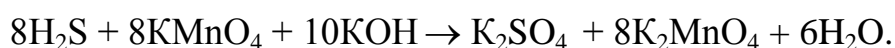


6. Подібних членів немає.

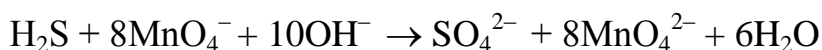
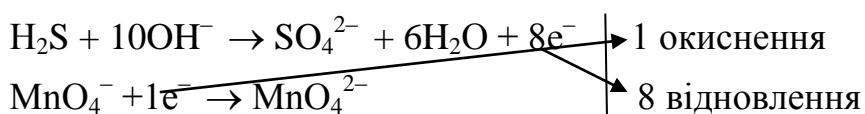
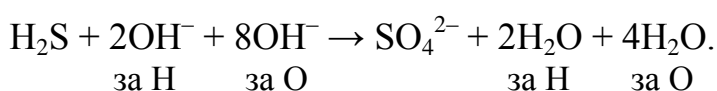
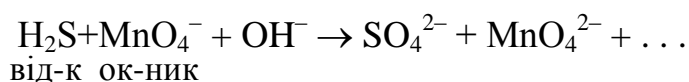
7. Для нейтралізації аніонів у лівій частині рівняння візьмемо йони K^+ :

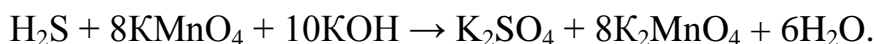


8. Остаточне рівняння реакції

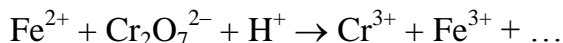
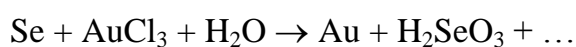
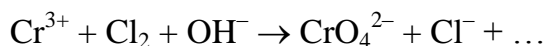
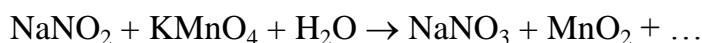
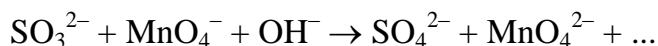
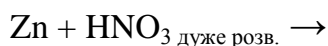
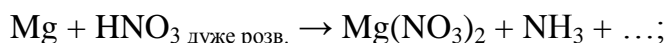
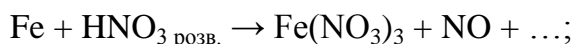


Слід зазначити, що студентам при складанні окисно-відновних реакцій не треба письмово наводити словесний опис виконаних дій. Тут він дається для того, щоб легше було засвоїти цей метод. В останньому прикладі запис міг би виглядати так:





Завдання 9.3. За допомогою методу іонно-електронного балансу скласти рівняння таких реакцій:

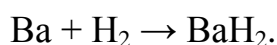


10 БІНАРНІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТІВ З ГІДРОГЕНОМ

Як ми вже знаємо, Гідроген у бінарних сполуках з неметалами виявляє, як правило, позитивний (+1), а в сполуках з металами – негативний (–1) ступені окиснення.

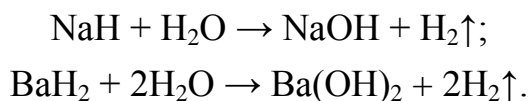
10.1. Сполуки Гідрогену з металами

У сполуках з металами Гідроген виявляє негативний ступінь окиснення, отже, ці сполуки є гідридами (див. розділ 1). Утворюються гідриди металів в результаті безпосередньої взаємодії простих речовин:



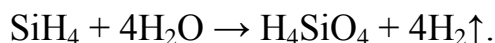
Гідриди металів можуть бути основними або амфотерними. Амфотерні гідриди утворюють ті самі метали, які утворюють амфотерні

оксиди (див. рис. 2.1). Основні гідриди енергійно реагують з водою, утворюючи основу і газоподібний водень:

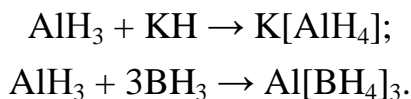


10.2. Сполуки Гідрогену з неметалами

У сполуках з неметалами Гідроген, як правило, виявляє позитивний ступінь окиснення (сполуки не є гідридами), тому що більша частина неметалів має більшу електронегативність (здатність притягувати електрони), ніж Гідроген. Якщо ж електронегативність неметалу є меншою за електронегативність Гідрогену (це В, Si), сполуки є кислотними гідридами, які реагують з водою з утворенням кислоти та газоподібного водню. Наприклад,

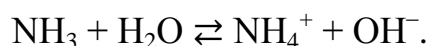


Амфотерні гідриди можуть взаємодіяти з основними і з кислотними гідридами з утворенням комплексних солей:



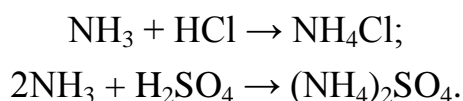
Найпростіша сполука Гідрогену з Карбоном є гідроген карбідом H_4C , хоча історично склалися і продовжують використовуватися написання CH_4 і назва метан. Ця сполука є хімічно досить інертною. Докладно властивості метану та інших сполук Гідрогену з Карбоном вивчаються в курсі органічної хімії.

Найбільш стійкою зі сполук неметалів V А групи з Гідрогеном є гідроген нітрид H_3N , який частіше записують NH_3 і називають амоніаком. Амоніак добре розчинний у воді. У його розчині відбувається хімічна взаємодія молекул амоніаку з водою:



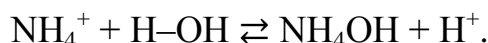
Поява йонів OH^- створює в розчині лужне середовище. Для простоти, хоч це і не цілком коректно, говорять про утворення в розчині амоніаку основи NH_4OH , яку називають **амоній гідроксидом**. Необхідно відзначити, що реакція амоніаку з водою відбувається лише незначною

мірою, тому NH_4OH – слабка основа. Іон NH_4^+ називають **амоній іоном**. У реакціях він часто поводитьяся, як однозарядний катіон лужного металу. Амоніак може взаємодіяти з кислотами з утворенням солей амонію:

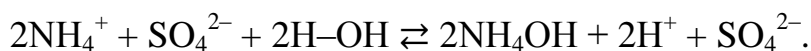


Солі амонію в розчині гідролізуються. Розглянемо приклади.

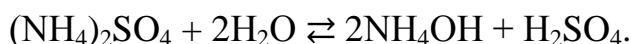
Гідроліз $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою, гідролізується катіон (амоній іон). Оскільки він однозарядний, гідроліз відбувається в одну стадію:



Для отримання повного йонно-молекулярного рівняння слід додати в ліву й праву частину йони SO_4^{2-} . При цьому скорочене йонно-молекулярне рівняння слід помножити на 2.

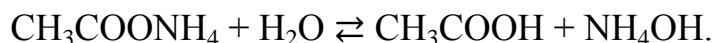


Рівняння гідролізу в молекулярному вигляді



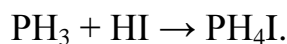
Середовище в розчинах солей амонію, утворених сильними кислотами, є **кислим**.

Гідроліз $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Сіль утворена слабкою основою та слабкою оцтовою (етановою) кислотою. У розділі 6 ми говорили, що кислотним є тільки один атом Гідрогену – той, що знаходиться в гідроксогрупі. У молекулах органічних кислот цей атом Гідрогену записують на останньому місці. Відповідно у формулах солей на останньому місці записують залишок основи. Гідролізу піддаються як катіон, так і аніон (**ацетат**):



Гідроліз відбувається значно більшою мірою, ніж у попередньому випадку. Середовище в розчині солі є близьким до нейтрального.

Гідроген фосфід H_3P (PH_3 , фосфін) у воді розчиняється, але сполук при цьому не утворює. Однак, при взаємодії із сильними кислотами фосфін утворює **солі фосфонію**:



Водою солі фосфонію легко розкладаються.

Гідроген арсенід H_3As (AsH_3 , арсин) вступає тільки в окисно-відновні реакції.

Розчини сполук неметалів VI A (S, Se, Te) і VII A груп з Гідрогеном є безоксигеновими кислотами. Їхні властивості розглядалися в розділі 6.

11. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

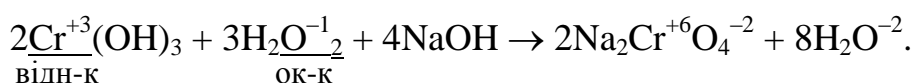
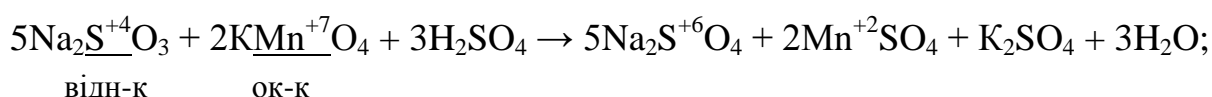
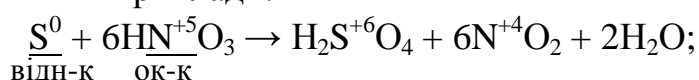
Існує декілька класифікацій хімічних реакцій, в основу яких покладено різні класифікаційні ознаки.

1. Класифікація за зміною (або її відсутністю) ступенів окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин	
<p>Реакції без зміни ступенів окиснення</p> <p>Прикладами таких реакцій є реакції взаємодії оксидів з водою й один з одним; реакції розкладання основ, кислот, амфотерних гідроксидів і деяких солей; реакції йонного обміну.</p>	<p>Окисно-відновні реакції</p> <p>Прикладами таких реакцій є всі реакції, в яких беруть участь або утворюються прості речовини (взаємодія металів та неметалів з кислотами; з основами; металів з солями); реакції розкладання деяких солей та багато інших реакцій, в яких відбувається зміна ступенів окиснення елементів.</p>

У свою чергу **окисно-відновні реакції** підрозділяються на такі типи:

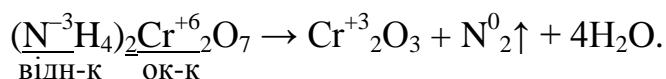
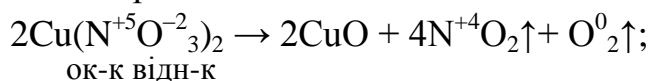
- **Міжмолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких різні окисник і відновник входять до складу різних речовин.

Приклади:



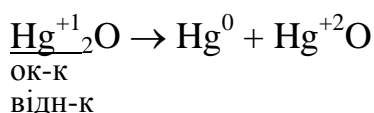
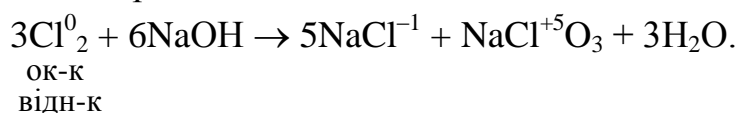
- **Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції**, в яких різні окисник і відновник входять до складу однієї речовини.

Приклади:



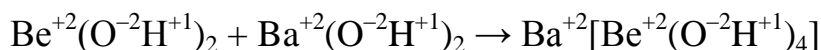
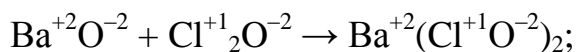
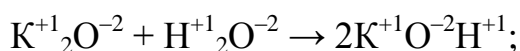
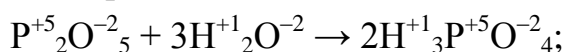
- **Реакції диспропорціонування, або самоокиснення-самовідновлення**, в яких один і той самий елемент з одним і тим самим ступенем окиснення є як окисником, так і відновником.

Приклади:

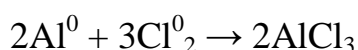
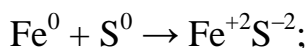


2. Класифікація за кількістю речовин, що вступають у реакцію й утворюються в результаті реакції.

- **Реакції сполучення.** Це реакції, в яких з декількох речовин утворюється одна. Такі реакції можуть відбуватися без зміни ступенів окиснення, а можуть бути окисно-відновними. Наприклад, реакції



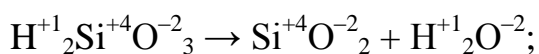
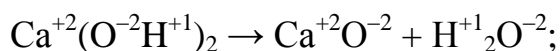
відбуваються без зміни ступенів окиснення, а реакції



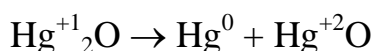
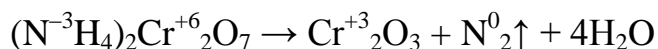
є окисно-відновними.

- **Реакції розкладання.** Це реакції, в яких з однієї речовини утворюється декілька інших. Ці реакції також можуть відбуватися без зміни ступенів окиснення, а можуть бути окисно-відновними. Наприклад,

реакції розкладання основ, більшості кислот, амфотерних гідроксидів і деяких солей



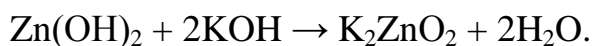
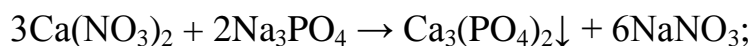
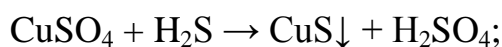
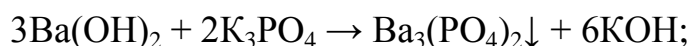
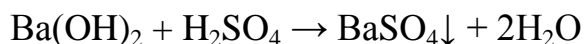
відбуваються без зміни ступенів окиснення, а реакції



є окисно-відновними.

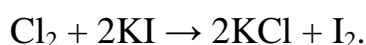
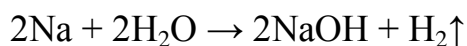
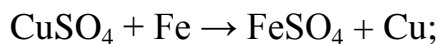
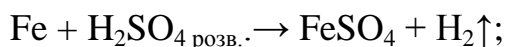
- **Реакції обміну.** У результаті цих реакцій утворюється стільки речовин, скільки вступило в реакцію, причому вихідні речовини при цьому обмінюються своїми складовими частинами.

Приклади:



- **Реакції заміщення.** У результаті цих реакцій утворюється стільки речовин, скільки вступило в реакцію, але при цьому одна проста речовина витісняє зі складної іншу просту речовину.

Приклади:



3. Класифікація за спрямуванням хімічної реакції

- **Необоротні реакції**, які відбуваються тільки в одному напрямку, і під час яких хоча б одна речовина витрачається повністю.
- **Оборотні реакції**, які відбуваються одночасно в прямому і зворотному напрямках. У таких реакціях жодна речовина не витрачається

повністю, а в системі з часом встановлюється **хімічна рівновага** – такий стан системи, в якому швидкості прямої й зворотної реакцій є однаковими, а концентрації всіх речовин (як вихідних, так і продуктів реакції) не змінюються з часом. Порухення рівноваги й встановлення нового стану рівноваги з новими значеннями рівноважних концентрацій відбувається внаслідок зовнішньої дії на систему (зміни концентрації якоїсь речовини, тиску або температури).

4. Класифікація за тепловим ефектом

- **Екзотермічні реакції**, в результаті яких теплота виділяється у зовнішнє середовище.
- **Ендотермічні реакції**, в результаті яких теплота з зовнішнього середовища поглинається системою.

12. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Способи добування багатьох неорганічних сполук вам уже відомі, тому що будь-яка реакція, яка відбиває хімічні властивості речовини, одночасно є способом добування продуктів реакції. Проте, розглянемо способи добування різних сполук систематично.

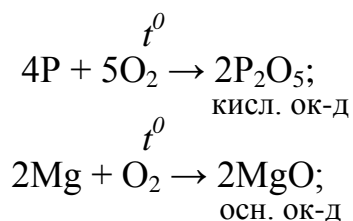
12.1. Добування оксидів

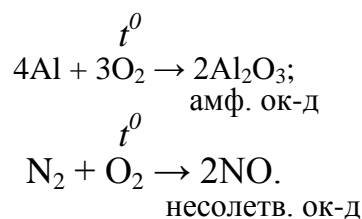
1. Взаємодія з киснем або горіння простих речовин

Таким методом можна добувати будь-які оксиди – основні, кислотні, амфотерні і несолетворні. Схема реакції



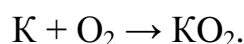
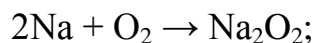
Приклади:





Остання реакція відбувається при температурі близько 3000°C .

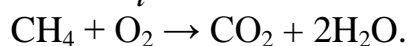
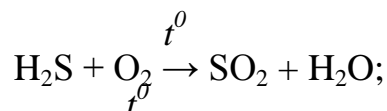
Слід, однак, мати на увазі, що при горінні лужного металу (металу І А групи) може утворитися не оксид, а пероксид або надпероксид:



У натрій пероксиді Оксиген має ступінь окиснення (-1) , а калій надпероксид має кристалічну структуру, яка складається з іонів K^+ та O_2^- .

2. Горіння складних речовин

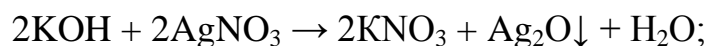
Таким методом можна добувати не всі, а тільки деякі оксиди. Конкретні реакції вивчаються в хімії елементів. Тут розглянемо тільки деякі приклади. Зокрема,



При горінні органічних речовин, що містять тільки Карбон і Гідроген (вуглеводнів), завжди утворюються CO_2 та H_2O . Якщо органічна речовина містить Сульфур, утворюється ще й SO_2 .

1. Взаємодія солей з основами або кислотами, якщо основа або кислота, що мають утворитися, розкладаються в момент утворення

Які основи та кислоти розкладаються в момент утворення, розглянуто в розділах 5 і 6 відповідно. Згадаємо такі реакції:

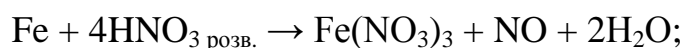
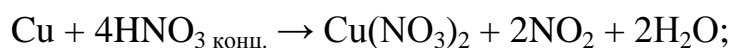


Якщо відповідні основа або кислота мають утворитися в результаті окисно-відновної реакції, то й у цьому випадку замість них утворюються оксид і вода.

4. Взаємодія з металами кислот, в яких окисником є аніон кислоти

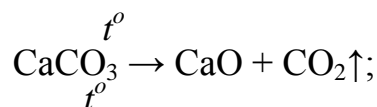
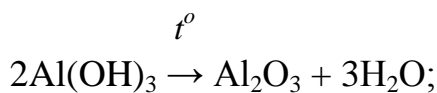
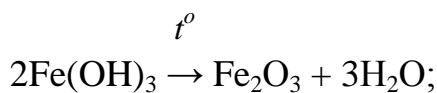
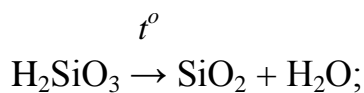
У результаті взаємодії металів з H_2SO_4 конц. і HNO_3 можна одержати оксиди SO_2 , NO , N_2O , NO_2 (підрозділ 6.6).

Приклади:



5. Термічне розкладання складних речовин

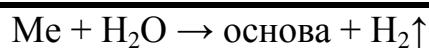
З утворенням оксидів розкладаються кислоти, основи, амфотерні гідроксиди і деякі солі. Приклади:



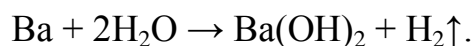
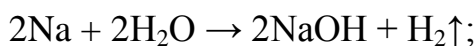
12.2. Добування основ і амфотерних гідроксидів

1. Взаємодія металів з водою

З водою взаємодіють тільки лужні і лужноземельні метали (метали I A групи і II A групи, починаючи із Ca і вниз). Очевидно, що таким методом можна добувати тільки луги. Реакція відбувається за схемою

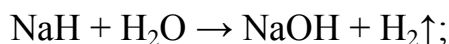


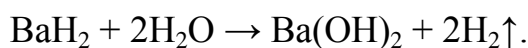
Приклади:



2. Взаємодія основних гідридів з водою

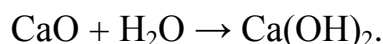
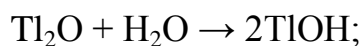
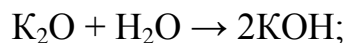
Таким методом теж одержують луги:





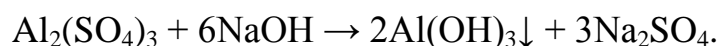
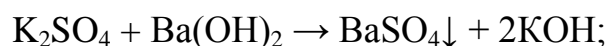
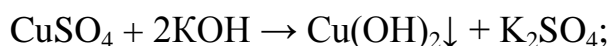
3. Взаємодія основних оксидів з водою (прямий метод добування основ)

Прямим методом можна добувати теж тільки луги:



4. Взаємодія солей з лугами (непрямий метод добування основ і амфотерних гідроксидів)

Ці реакції є реакціями йонного обміну. Не забувайте про умову перебігу таких реакцій – в їх результаті має відбуватися зв'язування якихось іонів. Приклади:

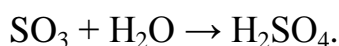


Зверніть увагу на те, що луги можна добувати всіма розглянутими способами, а нерозчинні основи й амфотерні гідроксиди – тільки непрямим методом.

12.3. Добування кислот

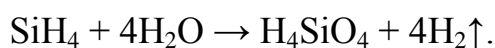
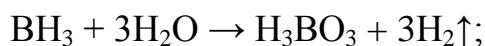
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою (прямий метод добування кислот)

Прямим методом можна добувати тільки розчинні кислоти. У підрозділі 2.2 наведено кислотні оксиди, які з водою не реагують, тому кислоти, що їм відповідають, таким способом одержати неможливо. Приклади можливих реакцій:



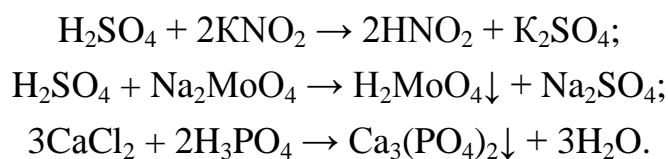
2. Взаємодія кислотних гідридів з водою

Кислотні гідриди – це BH_3 і SiH_4 . Рівняння реакцій



3. Взаємодія солей з кислотами (непрямий метод добування кислот)

Ці реакції є реакціями йонного обміну. Не забувайте про умову перебігу таких реакцій. Приклади:



Нерозчинні кислоти можна добувати тільки непрямим методом, тоді як розчинні – як прямим, так і непрямим методом.

12.4. Добування солей

Запам'ятати способи добування солей легко, якщо скористатися таблицею 12.1.

Таблиця 12.1

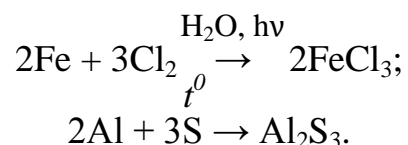
Способи добування солей

	Неметал	Кислотний оксид	Кислота	Сіль
Метал	+	–	+	+
Основний оксид	–	+	+	–
Основа	–	+	+	+
Сіль	–	–	+	+

Плюс у таблиці означає, що речовини, що знаходяться у відповідних рядку і стовпці, взаємодіють одна з одною з утворенням солі, а мінус – що не взаємодіють. Розглянемо способи добування солей більш докладно.

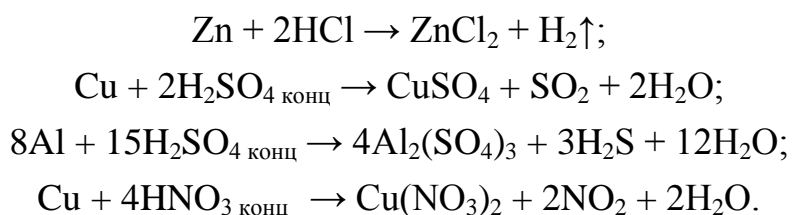
1. Взаємодія металу з неметалом

Солі безоксигенових кислот утворюються при взаємодії з металами неметалів VI А та VII А груп. Наприклад,



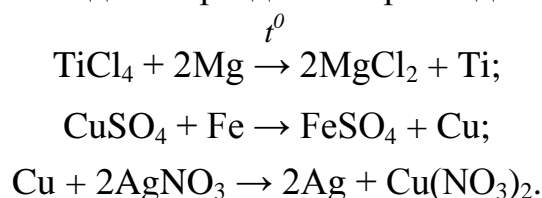
2. Взаємодія металів з кислотами

Не забувайте, що кислоти, аніон яких не виявляє окисних властивостей, і кислоти, аніон яких виявляє окисні властивості, реагують з металами по-різному (розділ 6). Приклади:



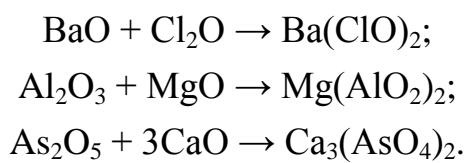
3. Взаємодія металів із солями

Ці реакції ми розглядали в розділі 8. Приклади:



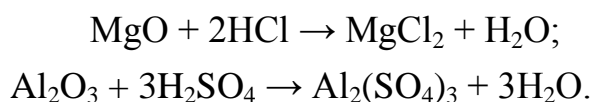
4. Взаємодія оксидів один з одним

Цей спосіб добування солей розглядався в підрозділі 2.2. Відсвіжіть в пам'яті алгоритм складання подібних реакцій. Приклади:



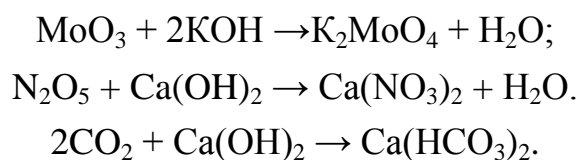
5. Взаємодія основних оксидів з кислотами

Такі реакції ми теж розглядали в підрозділі 2.2. Приклади:



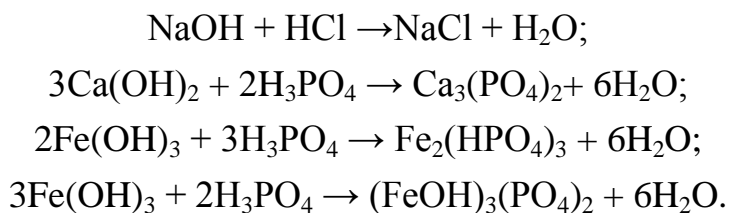
6. Взаємодія кислотних оксидів з основами

Такі реакції ми розглядали в підрозділі 2.2 та в розділі 8. Приклади:



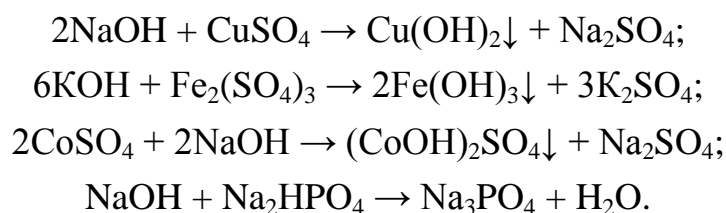
7. Взаємодія основ з кислотами

Такі реакції ми розглядали в розділах 5 і 8. Приклади:



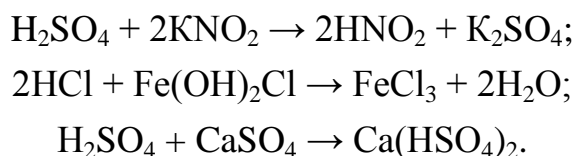
8. Взаємодія основ із солями

Такі реакції ми теж розглядали в розділах 5 і 8. Приклади:



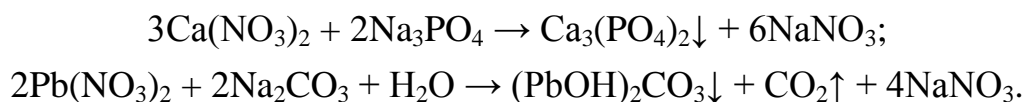
9. Взаємодія кислот із солями.

Такі реакції ми розглядали в розділах 6 і 8. Приклади:

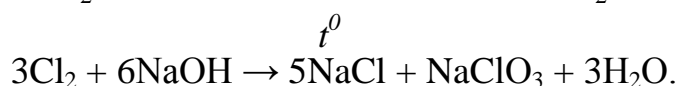
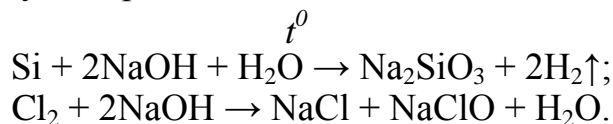


10. Взаємодія солей із солями.

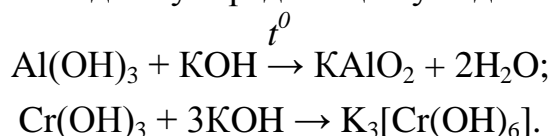
Такі реакції ми розглядали в підрозділі 8.3. Приклади:



Слід також зазначити, що **неметали** можуть взаємодіяти з **лугами** з утворенням солей, однак ці реакції є окисно-відновними і для немає загальної схеми перебігу. Наприклад,



З лугами можуть взаємодіяти також метали, які утворюють амфотерні оксиди, по-різному в безводному середовищі й у водному розчині Приклади:



ВІДПОВІДІ

1.1. Si – IV А, Силіцій, 14, силіцій; Re – VII Б, Реній, 75, реній; Tc – VII Б, Технецій, 43, технецій; S – VI А, Сульфур, 16, сірка; Bi – V А, Бісмут, 83, вісмут; Cu – I Б, Купрум, 29, мідь; Au – I Б, Аурум, 79, золото; La – III Б, Лантан, 57, лантан; Tb – III Б (лантаноїд), Тербій, 65, тербій; U – III Б (актиноїд), Уран, 92, уран; Pb – IV А, Плюмбум, 82, свинець; Hf – IV Б, Гафній, 72, гафній; Br – VII А, Бром, 35, бром.

1.2. Bi – Ме, Бісмут, 83, вісмут; Ti – Ме, Титан, 22, титан; Se – неметал, Селен, 34, селен; Br – неметал, Бром, 35, бром; Sn – Ме, Станум, 50, олово; Hg – Ме, Меркурій, 80, ртуть; Mg – Ме, Магній, 12, магній; F – неметал, Флуор, 9, флуор; U – Ме, Уран, 92, уран; W – Ме, Вольфрам, 74, вольфрам; Ga – Ме, Галій, 31, галій; Zr – Ме, Цирконій, 40, цирконій; Os – Ме, Осмій, 76, осмій; B – неметал, Бор, 5, бор; At – неметал, Астат, 85, астат; Fe – Ме, Ферум, 26, залізо; Au – Ме, Аурум, 79, золото.

1.3. а). Fe_2S_3 ; BaH_2 ; Mg_2Si ; CaF_2 ; Mn_2O_7 . б). Nb(V), Sn(II), K(I), Cr(III), C(IV), Cl(VII), W(VI).

2.1. Cl_2O – кислотний, TiO_2 – амфотерний, MgO – основний, Sc_2O_3 – основний, N_2O – несолетворний, WO_3 – кислотний, B_2O_3 – кислотний, Cs_2O – основний, SeO_2 – кислотний, Nb_2O_5 – кислотний, ZnO – амфотерний, CdO – основний, Tl_2O_3 – основний, FeO – основний, SnO_2 – амфотерний, P_2O_5 – кислотний, BeO – амфотерний, Sb_2O_3 – амфотерний, Bi_2O_5 – кислотний, PbO – амфотерний.

2.2. $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{BO}_3$;

$\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{In}(\text{NO}_3)_3$; $\text{WO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaWO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$; $\text{PbO}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Au}_2\text{O}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{AuO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{As}_2\text{O}_5 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}_4$; $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$;

$\text{Mn}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$; $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 \nrightarrow$;

$\text{NiO} + \text{Tl}_2\text{O}_3 \nrightarrow$; $\text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$; $\text{Na}_2\text{O} + \text{Ga}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaGaO}_2$;

$\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NbO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{SO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{TeO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$; $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CsOH}$;

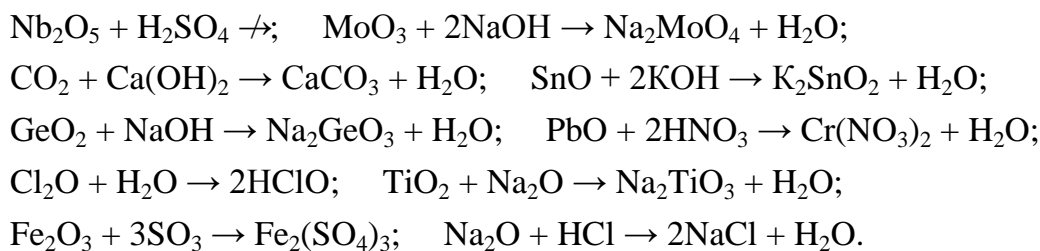
$\text{Sc}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 \rightarrow \text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$; $\text{BeO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{SnO} + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSnO}_2$; $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{CrO}_3 \nrightarrow$; $\text{SeO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSeO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{NO} + \text{P}_2\text{O}_5 \nrightarrow$; $3\text{Li}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{PO}_4$; $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$;

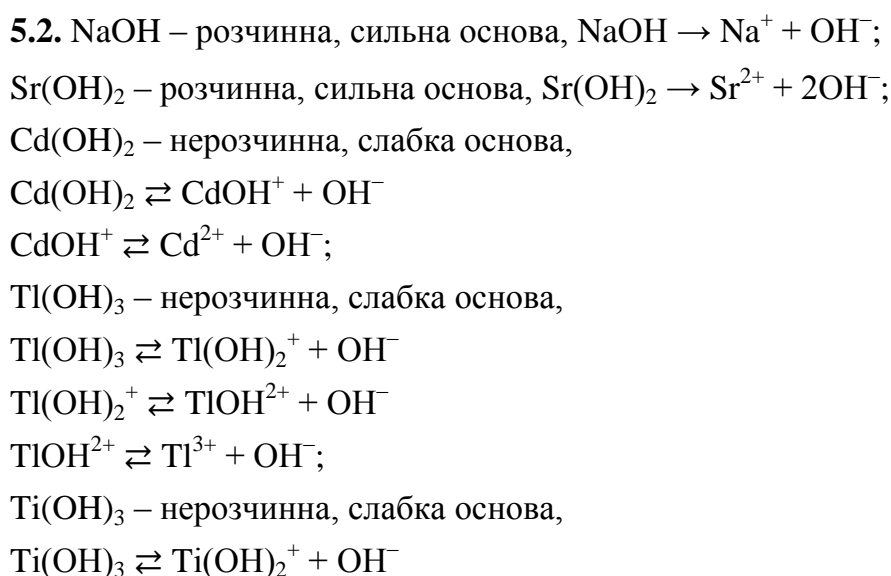
$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$; $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{CrO}_2)_2$; $\text{NiO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Ni}(\text{ClO}_4)_2$;

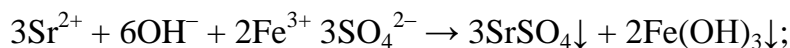
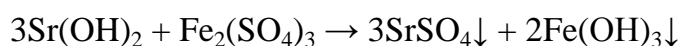
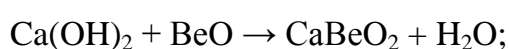
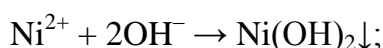
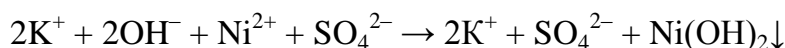
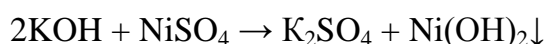
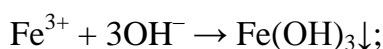
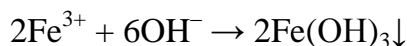
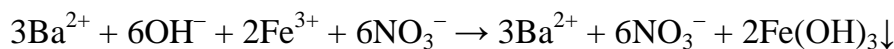
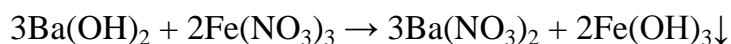
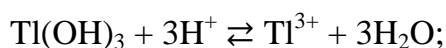
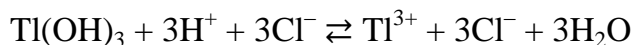
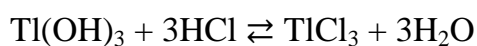
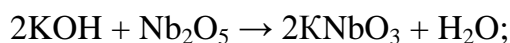
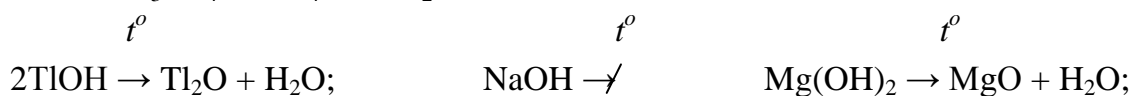
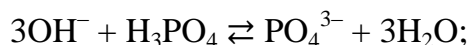
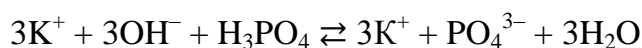
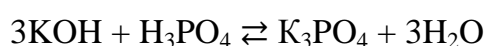
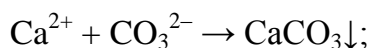
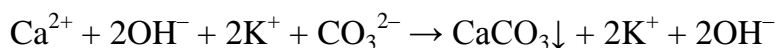
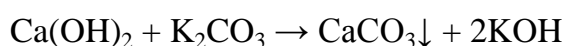
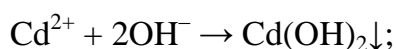
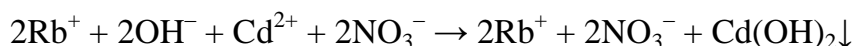
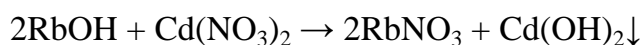
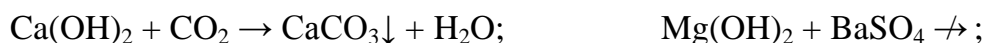
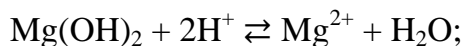
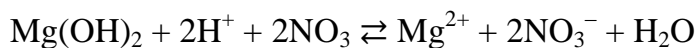
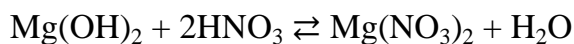
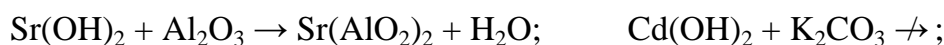
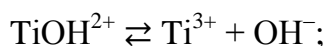
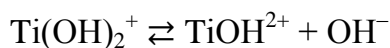
$\text{MoO}_3 + \text{HNO}_3 \nrightarrow$; $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Li}_2\text{O} + \text{KOH} \nrightarrow$;

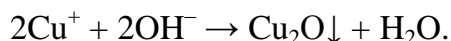
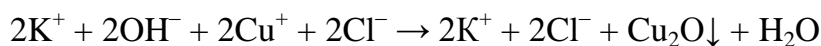


4.1. Cd(OH)₂ – основа, кадмій гідроксид; Tl(OH)₃ – основа, талій(III) гідроксид, талій тригідроксид; RbOH – основа, рубідій гідроксид; Au(OH)₃ – амфотерний, аурум(III) гідроксид, аурум тригідроксид; Pb(OH)₄ – амфотерний, плюмбум(IV) гідроксид, плюмбум тетрагідроксид; Mg(OH)₂ – основа, магній гідроксид; Be(OH)₂ – амфотерний, берилій гідроксид; Zn(OH)₂ – амфотерний, цинк гідроксид; Sr(OH)₂ – основа, стронцій гідроксид; Ge(OH)₂ – амфотерний, германій(II) гідроксид, германій дигідроксид; In(OH)₃ – амфотерний, індій(III) гідроксид, індій тригідроксид; Cr(OH)₃ – амфотерний, хром(III) гідроксид, хром тригідроксид; NaOH – основа, натрій гідроксид; Ni(OH)₂ – основа, нікель(II) гідроксид, нікель дигідроксид.

5.1. Графічні зображення основ та їхніх залишків утворить самостійно, користуючись прикладами в тексті. NaOH – натрій гідроксид; залишок Na⁺, кислотність основи = 1; Ba(OH)₂ – барій гідроксид, залишки: Ba²⁺, кислотність основи = 2; BaOH⁺, кислотність основи = 1; Cd(OH)₂ – кадмій гідроксид, залишки: Cd²⁺, кислотність основи = 2; CdOH⁺, кислотність основи = 1; Tl(OH)₃ – талій(III) гідроксид, талій тригідроксид; залишки: Tl³⁺, кислотність основи = 3; TlOH²⁺, кислотність основи = 2; Tl(OH)₂⁺, кислотність основи = 1; Ti(OH)₃ – титан(III) гідроксид, титан тригідроксид; залишки: Ti³⁺, кислотність основи = 3; TiOH²⁺, кислотність основи = 2; Ti(OH)₂⁺, кислотність основи = 1.







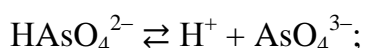
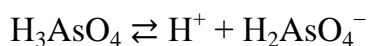
6.1. Графічні зображення кислот та їхніх залишків утворить самостійно, користуючись прикладами в тексті. HI – гідроген йодид. Розчин – йодидна кислота, сильна. Кислотний залишок I⁻ – йодид, основність кислоти = 1. H₂Te – гідроген телурид, дигідроген телурид. Розчин – телуридна кислота, слабка. Кислотні залишки: Te²⁻ – телурид, основність кислоти = 2; HTe⁻ – гідрогентелурид, основність кислоти = 1. HF – гідроген флуорид, фтороводень. Розчин – флуоридна кислота, слабка. Кислотний залишок F⁻ – флуорид, основність кислоти = 1. H₂Se – гідроген селенід, дигідроген селенід. Розчин – селенідна кислота, слабка. Кислотні залишки: Se²⁻ – селенід, основність кислоти = 2; HSe⁻ – гідрогенселенід, основність кислоти = 1.

6.2. Графічні зображення кислот та їхніх залишків утворить самостійно, користуючись прикладами в тексті. HIO₃ – йодатна кислота, сильна. Кислотний залишок IO₃⁻ – йодат, основність кислоти = 1. H₂SeO₃ – селенітна кислота, слабка. Кислотні залишки: SeO₃²⁻ – селеніт, основність кислоти = 2; HSeO₃⁻ – гідрогенселеніт, основність кислоти = 1. H₂SeO₄ – селенатна кислота, сильна. Кислотні залишки: SeO₄²⁻ – селенат, основність кислоти = 2; HSeO₄⁻ – гідрогенселенат, основність кислоти = 1. H₃AsO₄ – арсенатна кислота, слабка. Кислотні залишки: AsO₄³⁻ – арсенат, основність кислоти = 3; HAsO₄²⁻ – гідрогенарсенат, основність кислоти = 2; H₂AsO₄⁻ – дигідрогенарсенат, основність кислоти = 1. HMnO₄ – перманганатна кислота, сильна. Кислотний залишок MnO₄⁻ – перманганат, основність кислоти = 1. HBrO – гіпобромітна кислота, дуже слабка. Кислотний залишок BrO⁻ – гіпоброміт, основність кислоти = 1.

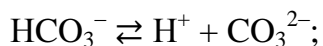
6.3. HBr – сильна кислота, $\text{HBr} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Br}^-$; HF – слабка кислота, $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$;

HClO₄ – сильна кислота, $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$;

H₃BO₃ – дуже слабка кислота,



H₂CO₃ – слабка кислота,



HClO – слабка кислота, $\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$.

6.4. Mn_2O_7 , As_2O_5 , SO_3 , N_2O_5 , N_2O_3 , CrO_3 , CrO_3 , Br_2O , Cl_2O_7 .

6.5. $\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{розв.}} \nrightarrow$; $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4_{\text{розв.}} \rightarrow 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$;

$\text{Cd} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CdCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Zn} + 2\text{HBr} \rightarrow \text{ZnBr}_2 + \text{H}_2\uparrow$; $\text{Hg} + \text{HCl} \nrightarrow$

$\text{Cd} + \text{HNO}_3_{\text{розв.}} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Zn} + \text{HNO}_3_{\text{дуже розв.}} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Ni} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \nrightarrow$; $\text{Al} + \text{HNO}_3_{\text{конц.}} \nrightarrow$;

$\text{Be} + \text{HNO}_3_{\text{розв.}} \rightarrow \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ або

$\text{Be} + \text{HNO}_3_{\text{розв.}} \rightarrow \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Al} + \text{HNO}_3_{\text{дуже розв.}} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Au} + \text{HNO}_3_{\text{розв.}} \nrightarrow$;

$\text{Ir} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \nrightarrow$; $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4_{\text{конц.}} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$. $\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Ag}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SeO}_4 \nrightarrow$; $\text{CaO} + 2\text{HF} \rightarrow \text{CaF}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$;

$3\text{H}_2\text{SeO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Fe}_2(\text{SeO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

$6\text{H}^+ + 3\text{SeO}_4^{2-} + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SeO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$

$6\text{H}^+ + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

$3\text{H}^+ + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$;

$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}^{2+} + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$;

$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaClO} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HClO}$

$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{HClO}$

$2\text{H}^+ + 2\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{HClO}$;

$\text{H}_2\text{S} + \text{CdCl}_2 \rightleftharpoons \text{CdS}\downarrow + 2\text{HCl}$

$\text{H}_2\text{S} + \text{Cd}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{CdS}\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$

$\text{H}_2\text{S} + \text{Cd}^{2+} \rightleftharpoons \text{CdS}\downarrow + 2\text{H}^+$;

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

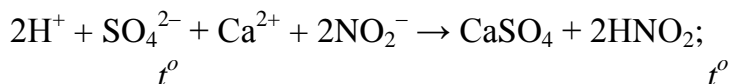
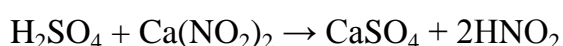
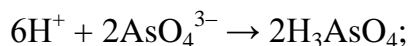
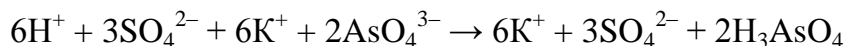
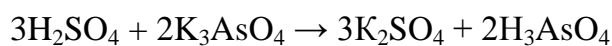
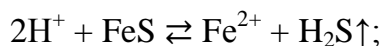
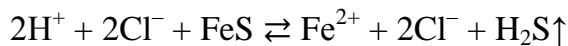
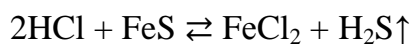
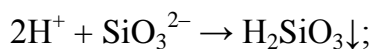
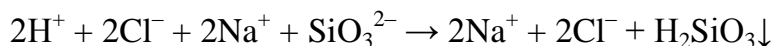
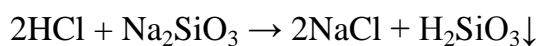
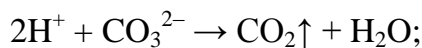
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{HBr} \rightleftharpoons 3\text{CaBr}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{Br}^- \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+} + 6\text{Br}^- + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}^+ \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+} + 2\text{H}_3\text{PO}_4$;

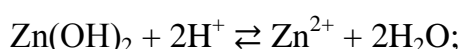
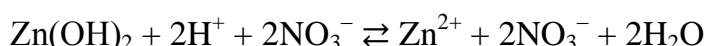
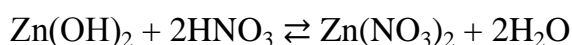
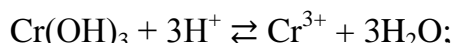
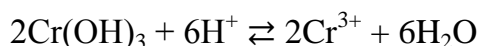
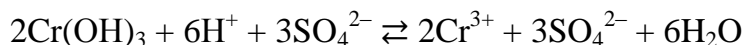
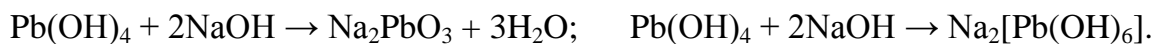
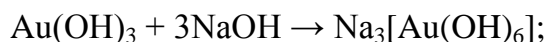
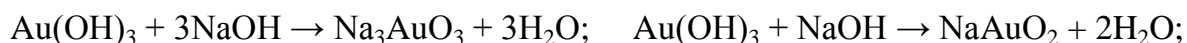
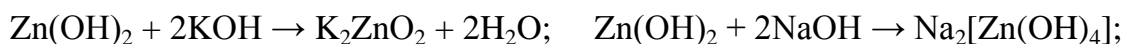
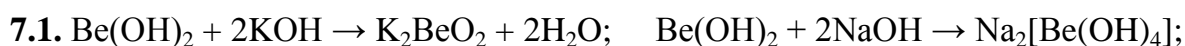
$2\text{HClO}_4 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{KClO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

$2\text{H}^+ + 2\text{ClO}_4^- + 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{ClO}_4^- + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$



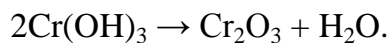
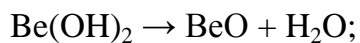
t°

t°



t°

t°



8.1. Графічні зображення солей утворить самостійно, користуючись прикладами в тексті.

$3\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O};$ $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – барій (орто)фосфат, утворюється при $n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3:2$.

$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{BaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$ BaHPO_4 – барій гідрогенфосфат, утворюється при $n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 1:1$.

$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – барій дигідрогенфосфат, утворюється при $n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 1:2$.

$3\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{BaOH})_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$; $(\text{BaOH})_3\text{PO}_4$ – барій гідроксид (орто)фосфат, утворюється при $n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3:1$.

$2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – ферум(III) сульфат; утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2:3$.

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$ – ферум(III) гідрогенсульфат; утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1:3$.

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeOHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; FeOHSO_4 – ферум(III) гідроксид сульфат; утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1:1$.

$2\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – ферум(III) дигідроксид сульфат; утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2:1$.

$3\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$ – купрум(II) (орто)арсенат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{AsO}_4} = 3:2$.

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{CuHAsO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; CuHAsO_4 – купрум(II) гідрогенарсенат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{AsO}_4} = 1:1$.

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cu}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$ – купрум(II) дигідрогенарсенат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{AsO}_4} = 1:2$.

$3\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_3\text{AsO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$; $(\text{CuOH})_3\text{AsO}_4$ – купрум(II) гідроксид (орто)арсенат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_3\text{AsO}_4} = 3:1$.

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HClO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_3$ – ферум(III) перхлорат, утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{HClO}_4} = 1:3$.

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 2\text{HClO}_4 \rightarrow \text{FeOH}(\text{ClO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{FeOH}(\text{ClO}_4)_2$ – ферум(III) гідроксид перхлорат, утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{HClO}_4} = 1:2$.

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{ClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{ClO}_4$ – ферум(III) дигідроксид перхлорат, утворюється при $n_{\text{Fe}(\text{OH})_3} / n_{\text{HClO}_4} = 1:1$.

$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; CuSO_4 – купрум(II) сульфат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1:1$.

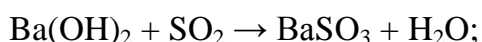
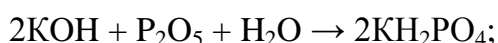
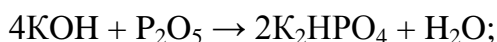
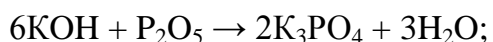
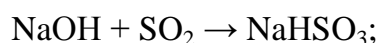
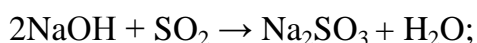
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ – купрум(II) гідрогенсульфат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1:2$.

$2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ – купрум(II) гідроксид сульфат, утворюється при $n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} / n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2:1$.

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; AlCl_3 – алюміній хлорид, утворюється при $n_{\text{Al}(\text{OH})_3} / n_{\text{HCl}} = 1:3$.

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{AlOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; AlOHCl_2 – алюміній гідроксид хлорид, утворюється при $n_{\text{Al}(\text{OH})_3} / n_{\text{HCl}} = 1:2$.

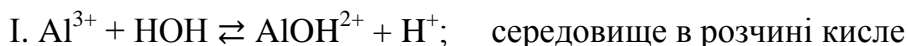
$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюміній дигідроксид хлорид, утворюється при $n_{\text{Al}(\text{OH})_3} / n_{\text{HCl}} = 1:1$.



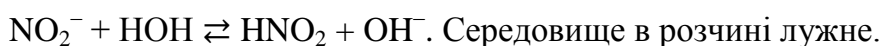
8.2. FeOHCl_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; NaH_2PO_4 ; AlOHSO_4 ; KMnO_4 ; $\text{FeOH}(\text{ClO}_3)_2$; $\text{Tl}_2(\text{SeO}_4)_3$; KHSO_3 .

8.3. Нижче наведено тільки скорочені іонні рівняння всіх стадій гідролізу. Повні іонні та молекулярні рівняння складіть самостійно.

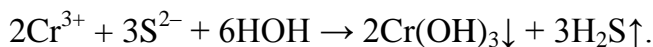
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз за катіоном. 3 стадії гідролізу.



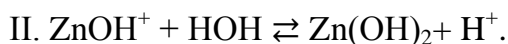
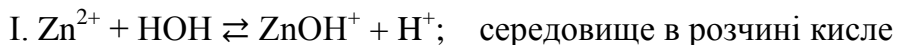
KNO_2 – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз за аніоном в одну стадію.



Cr_2S_3 – сіль, утворена слабкою трикислотою основою та слабкою леткою кислотою. Гідроліз відбувається водночас за катіоном та аніоном необоротно й до кінця.

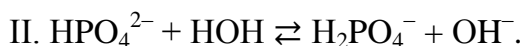
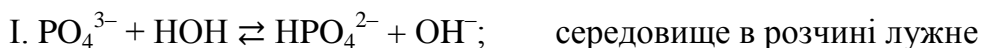


ZnCl_2 – сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз за катіоном. 2 стадії гідролізу.



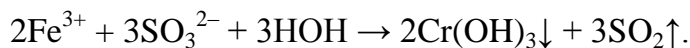
Cs_2SO_4 – сіль, утворена сильною основою та сильною кислотою. Гідроліз не відбувається. Середовище в розчині нейтральне.

Na_3PO_4 – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз за аніоном.

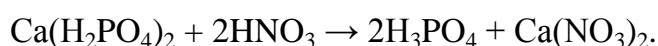
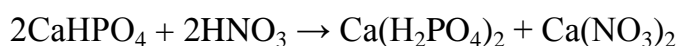
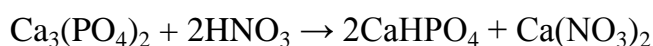
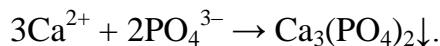
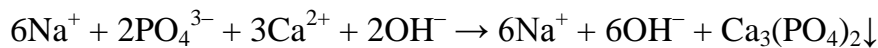
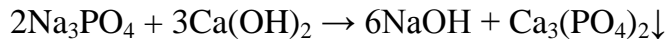
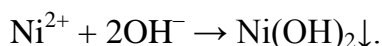
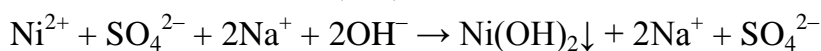
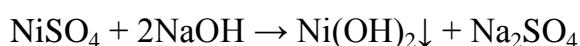
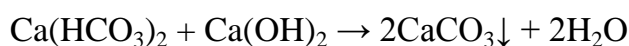
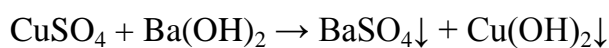
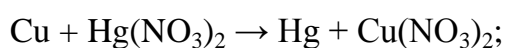
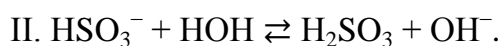
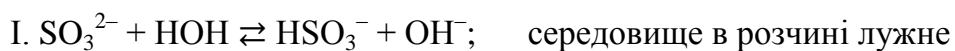


Гідроліз за третьою стадією не відбувається, оскільки насправді H_3PO_4 – кислота середньої сили й за першою стадією дисоціює досить великою мірою.

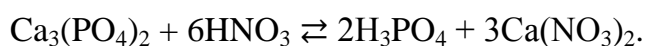
$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ – сіль, утворена слабкою трикислотою основою та слабкою леткою кислотою. Гідроліз відбувається водночас за катіоном та аніоном необоротно й до кінця.



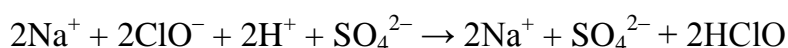
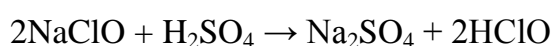
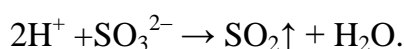
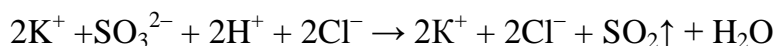
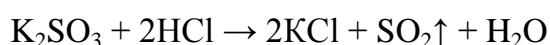
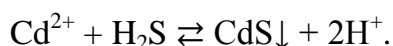
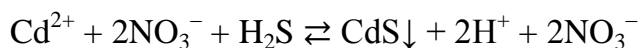
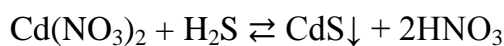
Na_2SO_3 – сіль, утворена сильною основою та слабкою кислотою. Гідроліз за аніоном в 2 стадії.

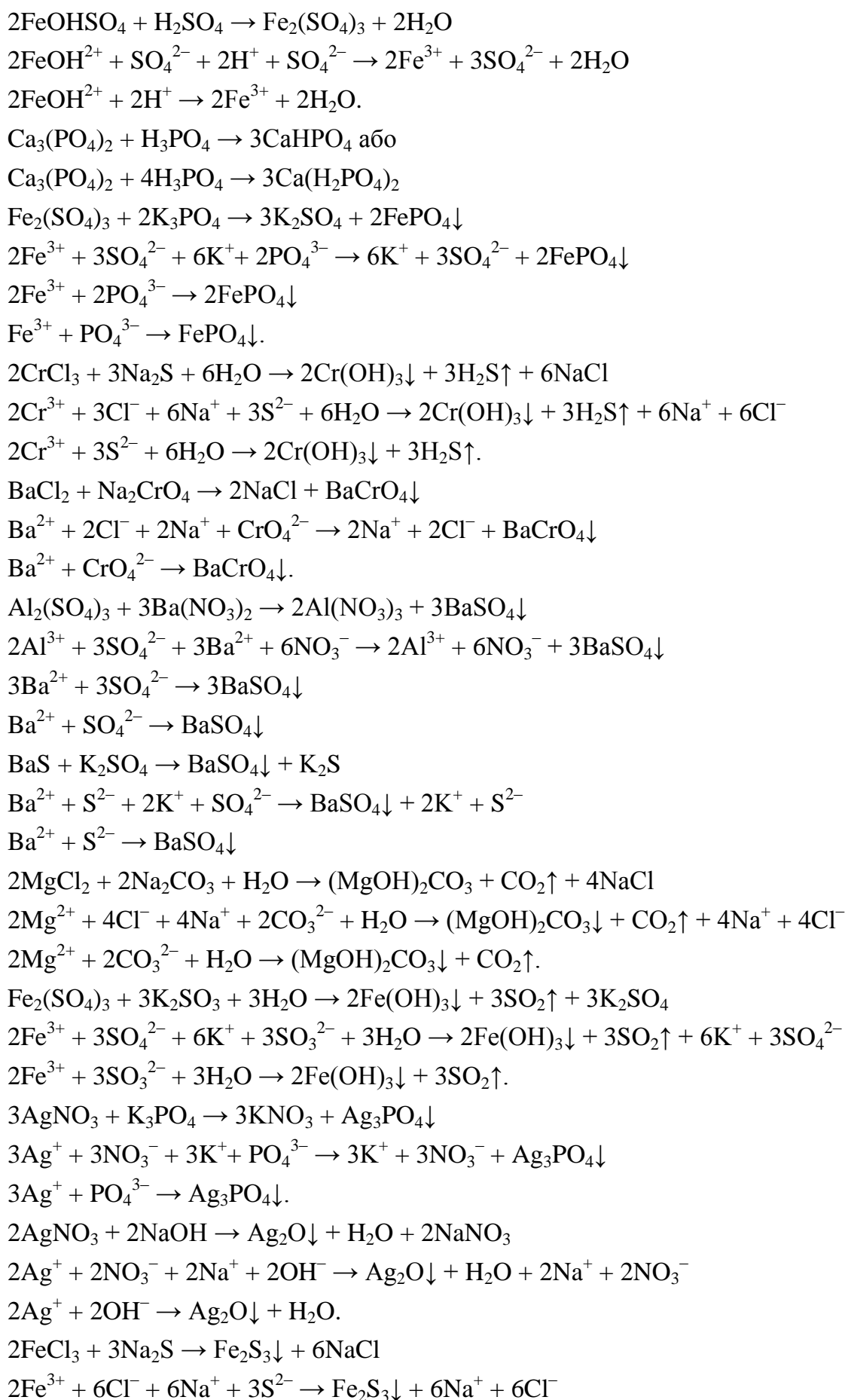


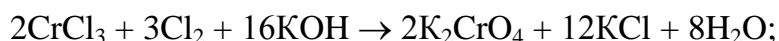
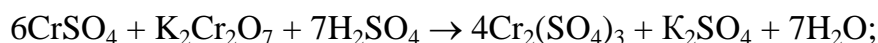
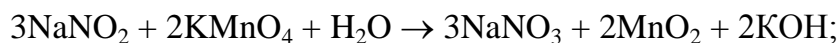
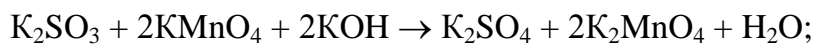
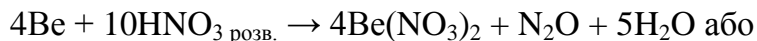
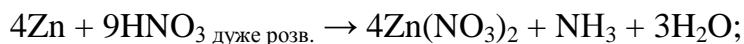
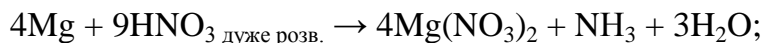
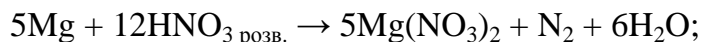
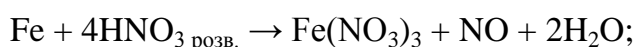
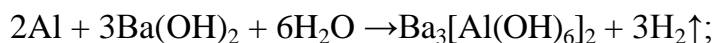
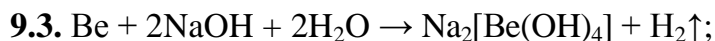
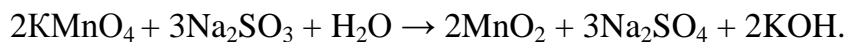
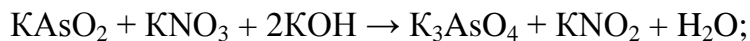
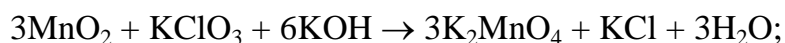
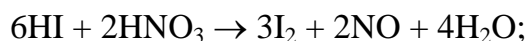
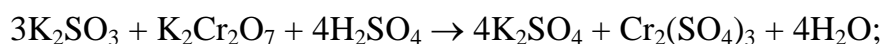
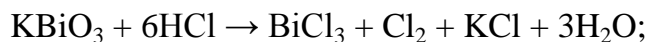
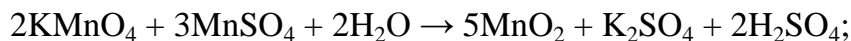
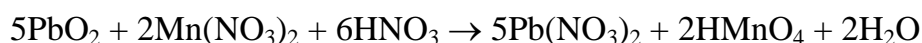
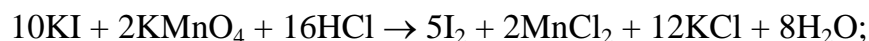
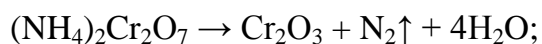
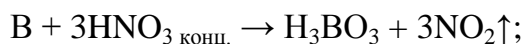
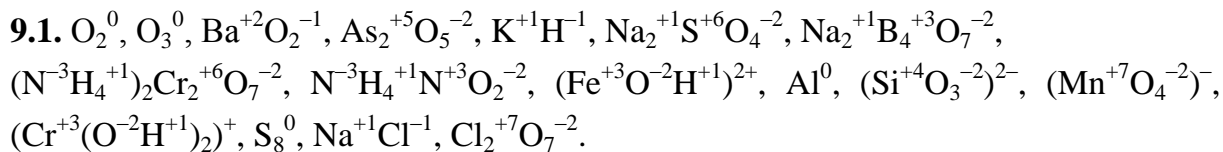
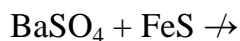
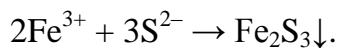
У разі наявності надлишку кислоти реакція може бути такою:

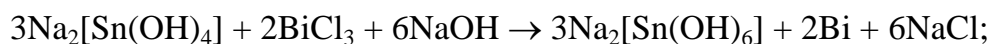
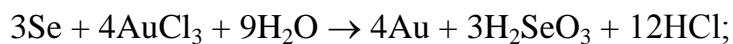


Попередні 4 реакції запишіть в іонно-молекулярній формі самостійно.









РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Коровин Н.В. Общая химия: Учебн. [для студ. высш. уч. завед., обучающихся по техн. направлениям и спец.] / Николай Васильевич Коровин. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
2. Суворов А.В. Общая химия: учебн. [для студ. высш. уч. завед.] / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – Санкт-Петербург: Химия, 1997. – 624 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия: учебн. пособие [для вузов] / под ред. А.И. Ермакова. – [30-е изд., исправл.] / Николай Леонидович Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с.
4. Корчинський Г.А. Хімія: Підручник [для студентів нехімічних спеціальностей вищих технічних закладів] / Георгій Антонович Корчинський. – Вінниця: «Поділля-2000», 2002. – 525 с.
5. Никифорова Н.А. Розчини електролітів: Навч. посібник / Н.А. Никифорова, Л.Ю. Колодяжна, Н.Г. Стегно. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2014. – 40 с.

Розчинність солей та гідроксидів у воді

Аніон	Катіон													
	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	P	P	-	-	BP	BP	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
Cl ⁻	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	-	BP	P	P	P	BP	BP	BP	BP	-	-	BP
SO ₄ ²⁻	P	P	P	BP	P	BP	BP	P	P	P	BP	P	P	P
SO ₃ ²⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP
CO ₃ ²⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	BP	-	-	-

P – речовина розчиняється

BP – речовина важко розчиняється

- - речовина в розчині не існує

Стандартні електродні потенціали деяких металічних систем

№ п/п	Окиснена форма	Відновлена форма	Електродний процес	E^0 , В
1	Li^+	Li^0	$\text{Li}^+ + e = \text{Li}^0$	- 3,02
2	K^+	K^0	$\text{K}^+ + e = \text{K}^0$	- 2,92
3	Ba^{2+}	Ba^0	$\text{Ba}^{2+} + 2e = \text{Ba}^0$	- 2,90
4	Sr^{2+}	Sr^0	$\text{Sr}^{2+} + 2e = \text{Sr}^0$	- 2,89
5	Ca^{2+}	Ca^0	$\text{Ca}^{2+} + 2e = \text{Ca}^0$	- 2,87
6	Na^+	Na^0	$\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$	- 2,71
7	Mg^{2+}	Mg^0	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}^0$	- 2,34
8	Be^{2+}	Be^0	$\text{Be}^{2+} + 2e = \text{Be}^0$	- 1,85
9	Al^{3+}	Al^0	$\text{Al}^{3+} + 3e = \text{Al}^0$	- 1,67
10	Ti^{2+}	Ti^0	$\text{Ti}^{2+} + 2e = \text{Ti}^0$	- 1,63
11	V^{2+}	V^0	$\text{V}^{2+} + 2e = \text{V}^0$	- 1,50
12	Mn^{2+}	Mn^0	$\text{Mn}^{2+} + 2e = \text{Mn}^0$	- 1,05
13	Zn^{2+}	Zn^0	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}^0$	- 0,76
14	Cr^{3+}	Cr^0	$\text{Cr}^{3+} + 3e = \text{Cr}^0$	- 0,71
15	Fe^{2+}	Fe^0	$\text{Fe}^{2+} + 2e = \text{Fe}^0$	-0,44
16	Cd^{2+}	Cd^0	$\text{Cd}^{2+} + 2e = \text{Cd}^0$	-0,40
17	Co^{2+}	Co^0	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}^0$	- 0,28
18	Ni^{2+}	Ni^0	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}^0$	- 0,25
19	Sn^{2+}	Sn^0	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}^0$	- 0,14
20	Pb^{2+}	Pb^0	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}^0$	- 0,13
21	Fe^{3+}	Fe^0	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}^0$	- 0,036
22	2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$	0,00
23	Bi^{3+}	Bi^0	$\text{Bi}^{3+} + 3e = \text{Bi}^0$	+ 0,20
24	Cu^{2+}	Cu^0	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}^0$	+ 0,34
25	Ag^+	Ag^0	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}^0$	+ 0,80
26	Hg^{2+}	Hg^0	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}^0$	+ 0,86
27	Pt^{2+}	Pt^0	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}^0$	+ 1,19
28	Au^{3+}	Au^0	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}^0$	+ 1,42

ЗМІСТ

	Стор.
9. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	3
9.1. Розрахунок ступенів окиснення елементів за формулами речовин	3
9.2. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій	7
9.2.1. Метод електронного балансу	7
9.2.2. Метод іонно-електронного балансу (напівреакцій)	20
10. БІНАРНІ СПОЛУКИ ЕЛЕМЕНТІВ З ГІДРОГЕНОМ	46
10.1. Сполуки Гідрогену з металами	46
10.2. Сполуки Гідрогену з неметалами	47
11. КЛАСИФІКАЦІЯ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ	49
12. СПОСОБИ ДОБУВАННЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	52
12.1. Добування оксидів	52
12.2. Добування основ і амфотерних гідроксидів	54
12.3. Добування кислот	55
12.4. Добування солей	56
ВІДПОВІДІ	59
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	70
ДОДАТКИ	71

Навчальне видання

Никифорова Ніна Анатоліївна

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ ТА ПРИКЛАДИ
Частина 3

Навчальний посібник

Тем. план 2018, поз.16

Підписано до друку 25.05.2018 . Формат 60x84 1/16. Папір друк. Друк плоский.
Облік.-вид. арк.4,35. Умов. друк. арк.4,29. Замовлення №143.

Національна металургійна академія України
49600, м. Дніпро, пр. Гагаріна,4

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ