

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

Н.А. НИКИФОРОВА

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ
ТА ПРИКЛАДИ**

Частина 2

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 2: Навч. посібник. – Дніпро: НМетАУ, 2018. – 74 с.

Розглянуто основні теми, необхідні при вивченні курсу загальної хімії. В частині 2 систематично розглядаються номенклатура, будова та хімічні властивості кислот, амфотерних оксидів та солей. Докладно розібрано велику кількість прикладів та запропоновано завдання для самостійної роботи.

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

Табл. 1.

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)

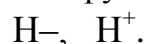
© Національна металургійна академія
України, 2018

© Никифорова Н.А.
2018

6. КИСЛОТИ

Кислотами називаються хімічні сполуки, молекули яких складаються з одного або кількох атомів Гідрогену та кислотного залишку.

Можна представити дві форми зображення атома Гідрогену в кислоті й користуватися тією з них, що є найбільш зручною в конкретному випадку:



Атом Гідрогену в усіх своїх сполуках є одновалентним, що й відбиває перша форма запису. Друга форма запису є гідроген іоном, тобто позитивно зарядженою частинкою, здатною до самостійного існування в розчинах.

За сучасною українською номенклатурою загальне правило утворення назви кислоти таке:

Назва кислоти = назва середнього кислотного залишку + -на кислота

6.1. Кислотні залишки

Кислотний залишок – це частина молекули кислоти, яка залишається після відщеплення одного або кількох атомів Гідрогену. Кількість залишків, що утворюються (з різним зарядом), як правило, дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі.

Заряд кислотного залишку є негативним, а його абсолютна величина дорівнює кількості відщеплених атомів Гідрогену. Вона також дорівнює **основності кислоти**. Кислоти, молекули яких містять кілька атомів Гідрогену, мають змінну основність. Якщо ж говорять, наприклад, триосновна кислота, то за замовчуванням мається на увазі максимальна основність.

За своїм характером кислотні залишки бувають **середні** (нормальні) й **кислі**. Дотепер ми мали справу тільки із середніми кислотними залишками.

Середній (нормальний) **кислотний залишок** не містить у своєму складі атомів Гідрогену. Номенклатура середніх кислотних залишків буде розглянута в підрозділах 6.3 і 6.4.

Кислий кислотний залишок містить хоча б один атом Гідрогену. **Назва кислого кислотного залишку** складається з назви середнього залишку, до якої додано префікс **гідроген-**, **дигідроген-** або **тригідроген-** у залежності від того, скільки атомів Гідрогену містить залишок.

Аніони кислотних залишків здатні до самостійного існування в розчині.

6.2. Класифікація кислот

Класифікація кислот можлива за різними ознаками.

1. За ознакою наявності або відсутності атомів Оксигену в молекулі кислоти розрізняють **безоксигенові** та **оксигеновмісні** кислоти.

2. За здатністю до дисоціації в водному розчині розрізняють **сильні й слабкі** кислоти, а також кислоти середньої сили.

3. По відношенню до металів та інших відновників розрізняють кислоти, в яких **кислотний залишок не виявляє окисних властивостей** (кислоти-“неокисники”), і кислоти, в яких **кислотний залишок виявляє окисні властивості** (кислоти-“окисники”).

6.3. Безоксигенові кислоти

Безоксигенові кислоти, як випливає з їхньої назви, не містять атомів Оксигену в молекулах. Їх більша частина є **водними розчинами** бінарних сполук Гідрогену з елементами VI А (крім Оксигену та Полонію) і VII А груп Періодичної системи. Усі ці сполуки є газоподібними, і тільки їхні розчини є кислотами. Загальні формули та силу безоксигенових кислот можна визначити за допомогою таблиці 3.1.

Назви безоксигенових кислот можуть бути утворені різними способами. Перш за все, назви сполук, що утворюють кислоти при розчиненні у воді, можуть будуватися за загальними правилами для бінарних сполук з урахуванням того, що елемент, який утворює кислоту, має негативний ступінь окиснення. Наприклад, HCl – гідроген хлорид, H₂S – гідроген сульфід, HF – гідроген флуорид тощо. Якщо кислота містить два атоми Гідрогену, то це можна відобразити в її назві: H₂S – дигідроген сульфід.

Назвою середнього кислотного залишку безоксигенової кислоти є друга частина назви кислоти як бінарної сполуки (хлорид, сульфід, флуорид тощо).

Слід мати на увазі, що назва середнього кислотного залишку зберігається і тоді, коли сполука перестає бути бінарною, наприклад, якщо середній кислотний залишок зв'язаний з основним залишком основи, або якщо кислотний залишок є

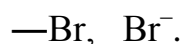
кислим. В останньому випадку до назви середнього залишку додається відповідний префікс. **Назва безоксигенової кислоти** може бути побудована також за загальним правилом для кислот (див. вище). Наприклад, HCl – хлоридна кислота, H₂S – сульфідна кислота, HF – флуоридна кислота. Крім того, в підручниках зустрічається традиційна номенклатура, яка існувала до прийняття ДСТУ 2439-94. Для газів, розчини яких є безоксигеновими кислотами, назви за цією номенклатурою будуються за таким правилом:

Назва газу = корінь назви простої речовини + -о- + -водень

Наприклад, HCl – хлороводень, H₂S – сірководень, HF – фтороводень (флуороводень). Для згаданих газів такі назви дозволяються і зараз, хоча й не рекомендуються. Виходячи з цих назв, теж можна побудувати назву кислоти. Наприклад, HCl – хлороводнева кислота, H₂S – сірководнева кислота, HF – фтороводнева кислота. Деякі кислоти, які відомі з давніх часів і широко використовуються, мають також історично сформовані не номенклатурні (**тривіальні**) назви, які теж можна зустріти в літературі. Наприклад, HCl – соляна кислота, HF – плавикова кислота, HCN – синильна кислота.

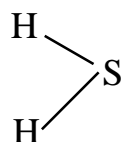
Розглянемо приклади утворення кислотних залишків деяких безоксигенових кислот.

HBr – гідроген бромід. Розчин – бромідна кислота. Графічне зображення H–Br. Кислота містить один атом Гідрогену й тому є одноосновною та утворює один кислотний залишок – середній. Його можна зобразити двома способами:



Залишок називається бромід, Br⁻ – бромід аніон.

H₂S – гідроген сульфід, дигідроген сульфід, сірководень. Розчин – сульфідна кислота, сірководнева кислота. Графічне зображення



Кислота містить два атоми Гідрогену, тому утворює два кислотні залишки – середній і кислий.

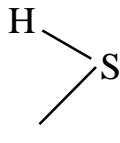
Графічне зображення середнього кислотного залишку



Формула залишку S^{2-} .

Залишок називається сульфід, S^{2-} – сульфід аніон. Основність кислоти H_2S при утворенні цього залишку дорівнює двом.

Графічне зображення кислого кислотного залишку



Формула залишку HS^- .

Залишок називається гідрогенсульфід, HS^- – гідрогенсульфід аніон. Основність кислоти при утворенні цього залишку дорівнює одиниці.

Завдання 6.1. Дано кислоти HI , H_2Te , HF , H_2Se . Назвати ці кислоти, указати, сильні вони чи слабкі, зобразити всі залишки цих кислот, назвати їх, указати основність кислот при утворенні кожного залишку.

6.4. Оксигеновмісні кислоти

Оксигеновмісні кислоти, як випливає з їхньої назви, містять у складі своїх молекул атоми Оксигену.

6.4.1. Номенклатура оксигеновмісних кислот. Щоб побудувати назву оксигеновмісної кислоти за сучасною українською номенклатурою, треба знати, як будується назва середнього кислотного залишку.

Якщо елемент утворює тільки одну оксигеновмісну кислоту (при цьому мета- й ортокислота, а також можливі полікислоти з однаковою валентністю відповідного елемента розглядаються як різновиди однієї кислоти) або дві оксигеновмісні кислоти, і валентність елемента, що утворює кислоту, є вищою (як правило, дорівнює номеру групи в **Періодичній системі**), назва середнього кислотного залишку будується за правилом

Назва кислотного залишку = корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -ат

Кількість атомів елемента, що утворює кислоту, в залишках полікислот (кислот, які містять два і більше атомів відповідного елемента) вказується за допомогою префіксів ди-, три-, тетра- тощо.

Якщо елемент утворює дві оксигеновмісні кислоти (з урахуванням амфотерних гідроксидів), і валентність елемента, що утворює кислоту, є меншою за вищу, назва середнього кислотного залишку будується за правилом

Назва кислотного залишку = корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -іт або -ит

До елементів, для яких назви відповідних кислотних залишків утворюються за першим або другим правилом, відносяться а) В, С, Si (утворюють одну оксигеновмісну кислоту); б) Be, Zn, Sc, Me III А групи (крім Tl), Me IV Б групи (утворюють один амфотерний гідроксид); в) елементи V А й VI А груп (утворюють дві оксигеновмісні кислоти); г) V Б, й VI Б груп (утворюють амфотерний гідроксид та оксигеновмісну кислоту), д) Me IV А групи (утворюють два амфотерні гідроксиди).

Якщо елемент утворює більше двох оксигеновмісних кислот, то в назвах кислотних залишків можуть використовуватися не тільки суфікси, але й префікси. До таких елементів належать головним чином елементи VII групи Періодичної системи.

Якщо при цьому елемент, що утворює кислоту, має вищу валентність, то назва кислотного залишку будується за правилом

Назва кислотного залишку = пер- + корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -ат

Якщо валентність елемента, що утворює кислоту, є наступною меншою за вищу, то назва кислотного залишку будується за правилом

Назва кислотного залишку = корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -ат

Якщо валентність елемента, що утворює кислоту, є меншою за вищу, але більшою за нижчу, то назва кислотного залишку будується за правилом

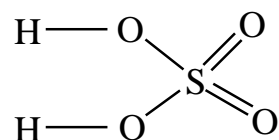
Назва кислотного залишку = корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -іт або -ит

Якщо валентність елемента, що утворює кислоту, є нижчою можливою, то назва кислотного залишку будується за правилом

Назва кислотного залишку = гіпо- + корінь назви елемента, що утворює кислоту, + -іт або -ит

Валентність елемента, що утворює кислоту, легко визначити за графічним зображенням цієї кислоти. Усі оксигеновмісні кислоти містять у своєму складі гідроксогрупи Н—О—. Тому їх ще називають **кислотними гідроксидами**. Як правило, всі атоми Гідрогену в молекулі кислоти входять до складу гідроксогруп (винятки будуть розглянуті далі), тобто кількість гідроксогруп у молекулі кислоти дорівнює кількості атомів Гідрогену. Графічне зображення оксигеновмісної кислоти простіше за все **починати саме з гідроксогруп**. Атом Оксигену гідроксогрупи з'єднується хімічним зв'язком з елементом, що утворює кислоту, а атоми Оксигену, що не ввійшли до складу гідроксогруп, зв'язані з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Кількість рисок, які відходять від елемента, що утворює кислоту, дає його валентність.

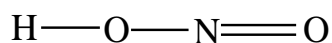
Наприклад, кислота H_2SO_4 містить два атоми Гідрогену, тому два з чотирьох атомів Оксигену ввійдуть до складу гідроксогруп, а два будуть зв'язані з Сульфуром подвійними зв'язками. У назві елемента підкреслено її корінь. Графічне зображення H_2SO_4



Валентність Сульфур у цій кислоті дорівнює 6, оскільки від атома Сульфур відходять шість рисок. Оскільки Сульфур належить до VI групи Періодичної системи, його валентність є вищою, і середній кислотний за-

лишок має назву **сульфат**. Відповідно кислота H_2SO_4 матиме **назву гідроген сульфат** або просто **сульфатна кислота**.

Кислота HNO_2 містить 2 атоми Оксигену та один атом Гідрогену. Один атом Оксигену входить до складу гідроксогрупи, а другий зв'язаний з атомом Нітрогену подвійним зв'язком (у назві елемента підкреслено її корінь). Графічне зображення кислоти



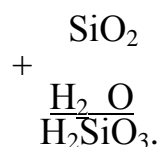
Валентність атому Нітрогену в цій кислоті дорівнює 3, оскільки від атома Нітрогену відходять 3 ризки. Нітроген належить до V групи Періодичної системи, його валентність в цій кислоті менша за номер групи, тому кислотний залишок має назву **нітрит**, а кислота відповідно називається **гідроген нітрит** або **нітритна кислота**.

Згадаємо, що оксигеновмісні кислоти можуть бути **мета**кислотами та **орто**кислотами (підрозділ 2.2). Якщо елемент утворює переважно ортокислоти (нагадаємо, що це **Бор, Фосфор, Арсен**), то до назви ортокислоти та її середнього кислотного залишку префікс орто- може додаватися, а може й не додаватися, але обов'язково слід додавати префікс мета- до назви утвореної ним мета­кислоти та її кислотного залишку. Якщо ж елемент утворює переважно мета­кислоти, то префікс мета- до назви кислоти та її кислотного залишку не додається (H_2SO_4 та HNO_2), але обов'язково слід додавати префікс орто- до назви утвореної ним ортокислоти та її середнього кислотного залишку. Молекула мета­кислоти містить один або два атоми Гідрогену, а молекула ортокислоти – три, чотири, а іноді п'ять або шість атомів Гідрогену. Тому за формулою кислоти легко визначити, є вона мета- чи ортокислотою.

Сучасна номенклатура дозволяє легко відтворити формулу кислоти за її назвою. Знаючи валентність елемента, можна визначити формулу його оксиду, а потім за формулою оксиду визначити формулу кислоти.

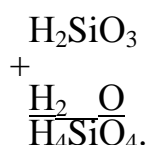
Наприклад, слід визначити формулу **силікатної кислоти**. Назва кислотного залишку силікат. Вона містить корінь назви елемента Силіцію, у якому відбулося чергування приголосних (ц → к). У назві кислоти та її кислотного залишку відсутній префікс. Оскільки Силіцій утворює переважно

метакислоти, йдеться про метакислоту. Суфікс «-ат» указує на те, що валентність Силіцію є вищою, тому вона дорівнює номеру групи в Періодичній системі. Силіцій належить до IV групи, $V = 4$. Формула кислотного оксиду SiO_2 . Визначаємо формулу метакислоти, як це показано в підрозділі 2.2,



Отже, формула силікатної кислоти H_2SiO_3 .

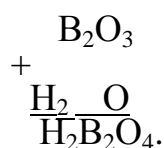
Якщо необхідно визначити формулу **ортосилікатної кислоти** (зверніть увагу на те, що в назві кислоти присутній префікс орто-), то насамперед слід визначити формулу метакислоти, як це зроблено в попередньому прикладі, а потім до формули метакислоти додати молекулу води (підрозділ 2.2).



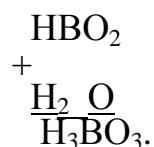
Отже, формула ортосилікатної кислоти H_4SiO_4 .

Аналогічно можна діяти, якщо відома тільки валентність елемента, що утворює кислоту, і слід визначити як формулу, так і назву кислоти.

Наприклад, відомо, що **валентність Бору дорівнює трьом**. Це елемент головної підгрупи, неметал, утворює кислотний оксид (рис. 2.1). Формула кислотного оксиду B_2O_3 . Визначаємо формулу метакислоти:

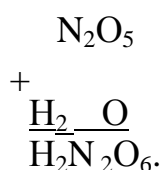


Скорочуємо індекси на 2. Одержуємо формулу HBO_2 . Оскільки Бор належить до елементів, що утворюють переважно ортокислоти, до назв кислотного залишку й кислоти додамо префікс мета-. **Валентність Бору дорівнює** дорівнює номеру його групи в Періодичній системі, тому є вищою. Кислотний залишок називається **метаборат**, а HBO_2 – **метаборатна кислота**. Визначаємо формулу ортокислоти:



Середній кислотний залишок кислоти H_3BO_3 можна назвати **ортоборат**, а можна просто **борат**. Відповідно кислота називається **ортоборатна** або **боратна**.

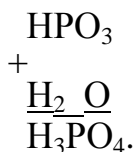
Валентність **Нітрогену у кислоті В = 5**. Формула кислотного оксиду N_2O_5 . Визначаємо формулу мета кислоти:



Скорочуємо індекси на 2. Одержуємо HNO_3 . Нітроген утворює тільки мета кислоти, префікс в назвах кислоти та її кислотного залишку не потрібний. Валентність Нітрогену дорівнює номеру групи в Періодичній системі, тобто є вищою. Кислотний залишок називається **нітрат**, а кислота – **нітратна**.

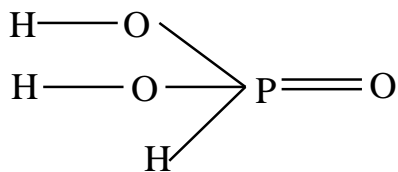
Валентність **Фосфору у кислоті В = 5**. Формула кислотного оксиду P_2O_5 . Як бачимо, цей оксид аналогічний за своїм складом оксиду N_2O_5 . Формула мета кислоти теж аналогічна – HPO_3 . Однак для Фосфору більш характерним є утворення ортокислот. Тому префікс в назві кислоти та її кислотного залишку є обов'язковим. Валентність Фосфору дорівнює номеру його групи в Періодичній системі, тобто є вищою. Кислотний залишок називається **метафосфат**, а кислота – **метафосфатна**.

Визначаємо формулу ортокислоти:



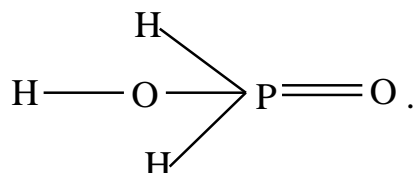
Залишок кислоти H_3PO_4 називається **ортофосфат**, або просто **фосфат**, а сама кислота – **ортофосфатна**, або **фосфатна**.

Деякі утворені Фосфором кислоти містять менше гідроксогруп, ніж атомів Гідрогену. Наприклад кислота H_3PO_3 містить дві гідроксогрупи, а один з атомів Гідрогену зв'язаний безпосередньо з Фосфором:



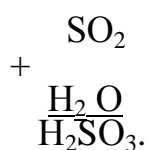
Від атома Фосфору відходять 5 рисок, тобто він є п'ятивалентним, але ступінь окиснення Фосфору в цій кислоті дорівнює +3, тобто є меншим за вищий. Максимальна основність цієї кислоти дорівнює кількості гідроксогруп в молекулі кислоти, тобто 2. Середній кислотний залишок має формулу $\text{H}_3\text{PO}_2^{2-}$ і називається **фосфіт**.

Кислота H_3PO_2 містить тільки одну гідроксогрупу й є одноосновною:



У цій кислоті Фосфор також є п'ятивалентним, але його ступінь окиснення дорівнює +1. Кислота є одноосновною, а її кислотний залишок має формулу H_3PO_2^- і називається **гіпофосфіт**.

Валентність **Сульфуру у кислоті В = 4**. Сульфур знаходиться в VI А групі, утворює дві оксигеновмісні кислоти й виявляє тільки парні валентності. Чотири – це наступна менша парна валентність після вищої. Формула оксиду SO_2 . Визначаємо формулу метакислоти:

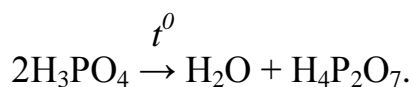


SO_2 утворює тільки метакислоту, тому префікс в назвах кислоти й середнього кислотного залишку не потрібний. Середній залишок називається **сульфіт**, а кислота – **сульфітна**.

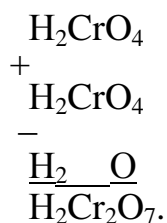
Амфотерні гідроксиди можна розглядати як основи та як кислоти. Наприклад, $\text{Be}(\text{OH})_2$ можна записати як кислоту H_2BeO_2 . Її середній кислотний залишок називається **берилат** (валентність Берилію $\text{В} = 2$ і дорівнює номеру групи в Періодичній системі). Розглядаючи берилій гідроксид як кислоту, ми назвемо його **берилатною кислотою**.

$\text{Al}(\text{OH})_3$ можна записати як кислоту H_3AlO_3 . Молекула кислоти містить три атоми Гідрогену, тому це ортокислота. Її середній кислотний залишок називається **ортоалюмінат** (валентність Алюмінію $V = 3$ і дорівнює номеру групи в Періодичній системі). Розглядаючи алюміній гідроксид як кислоту, ми назвемо його **ортоалюмінатною кислотою**. При нагріванні ортокислота може відщеплювати воду з утворенням метакислоти HAlO_2 . Її кислотний залишок називається **метаалюмінат**, а HAlO_2 – **метаалюмінатна кислота**.

Дотепер ми розглядали кислоти, які містять в молекулі лише один атом елемента, що утворює кислоту. Але існують так звані **полікислоти**, молекули яких містять два або більше атомів елемента, що утворює кислоту. Наприклад, при нагріванні фосфатної кислоти від двох її молекул за рахунок гідроген іона однієї молекули та гідроксогрупи другої молекули відщеплюється молекула води

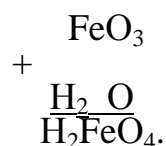


При цьому утворюється **дифосфатна** кислота $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (кислотний залишок дифосфат), в якій валентність Фосфору така сама, як і в H_3PO_4 , тому за основу назви цієї кислоти взято назву кислоти, яка містить один атом Фосфору в молекулі (фосфатна), а кількість атомів Фосфору в молекулі вказують за допомогою префікса ди-. Аналогічно можна отримати формулу **дихроматної** кислоти, виходячи з хроматної кислоти,



Слід також мати на увазі, що вища валентність елемента не завжди дорівнює номеру групи. Вона може бути й меншою за номер групи. Наприклад, Ферум знаходиться у VIII групі, але виявляє вищу валентність $V = 6$. Його кислотний оксид і відповідна кислота насправді не існують, але кислотний залишок може існувати в сильно лужному середовищі. Для визначення формули кислотного залишку, виконаємо відомі математичні дії.

Умовний кислотний оксид має формулу FeO_3 . Визначаємо формулу умовної кислоти:



Кислотний залишок FeO_4^{2-} називається **ферат**.

Якщо елемент утворює більше двох оксигеновмісних кислот, то пояснити правила формування назв кислот цієї групи та їхніх кислотних залишків простіше за все на прикладі кислот Хлору, який утворює чотири оксигеновмісних кислоти з валентностями Хлору відповідно 7, 5, 3 та 1.

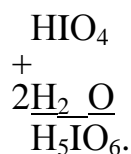
HClO_4 – кислотний залишок **перхлорат**, перхлоратна кислота.

HClO_3 – кислотний залишок **хлорат**; хлоратна кислота.

HClO_2 – кислотний залишок **хлорит**; хлоритна кислота.

HClO – кислотний залишок **гіпохлорит**, гіпохлоритна кислота.

Якщо кислота утворена іншим галогеном (елементом VII А групи), корінь назви “хлор” достатньо замінити коренем назви цього галогену. Наприклад, HBrO_3 –кислотний залишок **бромат**; HBrO –кислотний залишок **гіпоброміт**; HI –кислотний залишок **гіпойодит**, HIO_3 –кислотний залишок **йодат**. Тут можна відзначити, що перйодатна кислота є ортокислотою, яка утворилася при сполученні молекули метакислоти з двома молекулами води:



Середній залишок кислоти H_5IO_6 називається **перйодат**. Префікс орто- у назвах не використовують, тому що Йод з $V = 7$ утворює тільки таку кислоту.

За аналогією можна назвати кислоти, утворені Манганом:

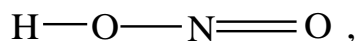
HMnO_4 – кислотний залишок **перманганат**; перманганатна кислота.

H_2MnO_4 –ця кислота не існує, але відомий її кислотний залишок **манганат**;

H_2MnO_3 – ця кислота теж не існує, але відомий її кислотний залишок **манганіт**.

6.4.2. Кислотні залишки оксигеновмісних кислот. Розглянемо приклади.

Молекула **нітритної** кислота HNO_2 , графічне зображення якої



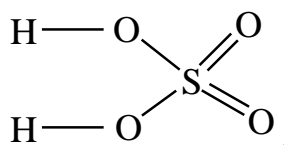
містить один атом Гідрогену, тому утворює тільки один кислотний залишок – середній, графічне зображення якого має вигляд



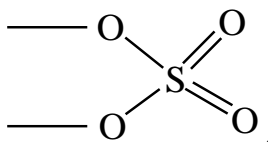
Формула кислотного залишку NO_2^- .

Основність кислоти при утворенні цього залишку дорівнює одиниці.

Молекула **сульфатної** кислота H_2SO_4 , графічне зображення якої має вигляд

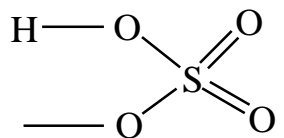


містить два атоми Гідрогену, тому H_2SO_4 утворює два кислотних залишки – середній і кислий. Графічне зображення **середнього** кислотного залишку



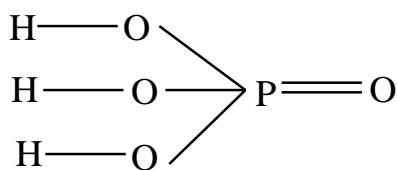
Зверніть увагу на те, як легко було одержати графічне зображення кислотного залишку – достатньо вилучити необхідну кількість атомів Гідрогену з графічного зображення кислоти й просто скопіювати те, що залишилося. Можна порадити ніколи не починати графічне зображення кислотного залишку з елемента, що утворює кислоту. Перш за все треба зобразити молекулу кислоти, як це розглядалося в підрозділі 6.4.1. Формула кислотного залишку SO_4^{2-} . Основність H_2SO_4 при утворенні цього залишку дорівнює двом. Як уже було з'ясовано, залишок називається **сульфат**.

При утворенні **кислого** кислотного залишку від молекули кислоти відщеплюється тільки один атом Гідрогену. Його графічне зображення



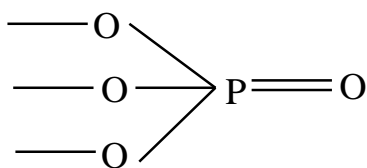
Формула кислотного залишку HSO_4^- . Залишок називається **гідрогенсульфат**, HSO_4^- – гідрогенсульфат аніон. Основність H_2SO_4 при утворенні цього залишку дорівнює одиниці.

Графічне зображення **фосфатної** кислоти H_3PO_4



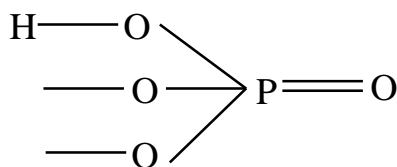
Молекула кислоти містить три атоми Гідрогену, тому утворює три кислотних залишки – середній і два кислих.

Графічне зображення середнього кислотного залишку



Формула кислотного залишку PO_4^{3-} . Від молекули кислоти відщепилися три атоми Гідрогену, залишивши кислотному залишку можливість утворення трьох зв'язків. Як уже було з'ясовано, залишок називається **ортофосфат** або просто **фосфат**. Основність H_3PO_4 при утворенні цього залишку дорівнює трьом.

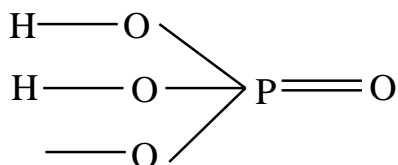
Графічне зображення кислого кислотного залишку з одним атомом Гідрогену



Формула кислотного залишку HPO_4^{2-} . Від молекули кислоти відщепилися два атоми Гідрогену, залишивши кислотному залишку можливість утворення двох зв'язків. Основність H_3PO_4 при утворенні цього залишку

дорівнює двом. Залишок називається **гідрогенфосфат**, HPO_4^{2-} – гідрогенфосфат аніон.

Графічне зображення кислого кислотного залишку з двома атомами Гідрогену



Формула кислотного залишку H_2PO_4^- . Від молекули кислоти відщепився один атом Гідрогену, залишивши кислотному залишку можливість утворення одного зв'язку. Основність H_3PO_4 при утворенні цього залишку дорівнює одиниці. Залишок називається **дигідрогенфосфат**, H_2PO_4^- – дигідрогенфосфат аніон.

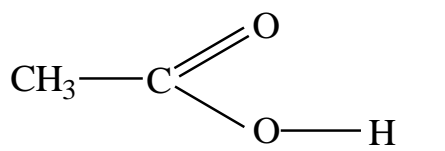
6.4.3. Сила оксигеновмісних кислот. У підрозділі 3.2 розглядалося формальне правило визначення сили оксигеновмісних кислот (правий стовпець табл. 3.1). Тепер, коли ми вже вміємо будувати графічні зображення кислот, можна відзначити, що різниця між кількістю атомів Оксигену й кількістю атомів Гідрогену в молекулі кислоти ($n_{\text{O}} - n_{\text{H}}$) визначається кількістю атомів Оксигену в молекулі кислоти, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками, оскільки кількість атомів Оксигену, що входять до складу гідроксогруп, як правило, дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі кислоти. Винятками з цього правила є кислоти H_3PO_3 та H_3PO_2 , які містять кожна по одному атому Оксигену, зв'язаному з Фосфором подвійним зв'язком (підрозділ 6.4.1).

Наведемо приклади оксигеновмісних кислот, що відносяться до кожної з чотирьох груп (табл. 3.1).

1. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 0$ (дуже слабкі кислоти), у молекулі кислоти немає атомів Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади: HClO ($\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$), H_3BO_3 , всі амфотерні гідроксиди.

2. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 1$ (слабкі кислоти), у молекулі кислоти є один атом Оксигену, зв'язаний з елементом, що утворює кислоту, подвійним

зв'язком. Приклади: HNO_2 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , а також винятки – H_3PO_3 й H_3PO_2 . H_3PO_4 – це кислота середньої сили, але ближча до слабких. Графічні зображення деяких з цих кислот були розглянуті раніше. Слабкою кислотою є також **етанова** (ацетатна, оцтова) кислота CH_3COOH – органічна кислота, яка часто використовується в неорганічній хімії. Її графічне зображення



Як бачимо, молекула етанової кислоти містить тільки один атом Оксигену, зв'язаний з Карбоном подвійним зв'язком. Кислотним є атом Гідрогену гідроксогрупи. Саме він відщеплюється при утворенні кислотного залишку.

3. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 2$, молекула кислоти містить два атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади сильних кислот (утворених елементами головних підгруп): H_2SO_4 , HClO_3 , HNO_3 та ін. Приклади слабких кислот (утворених елементами побічних підгруп): H_2CrO_4 (кислота середньої сили, але ближча до слабких), HVO_3 .

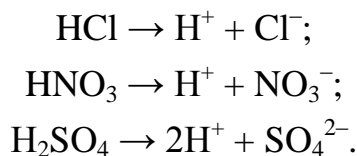
4. Якщо $n_{\text{O}} - n_{\text{H}} = 3$ (сильні кислоти), молекула кислоти містить три атоми Оксигену, зв'язаних з елементом, що утворює кислоту, подвійними зв'язками. Приклади: HClO_4 , HMnO_4 .

Завдання 6.2. Назвати кислоти HIO_3 , H_2SeO_3 , H_2SeO_4 , H_3AsO_4 , HMnO_4 , HBrO , дати їх графічні зображення, указати, сильні вони чи слабкі, показати та назвати всі залишки, указати основність кислот при утворенні кожного залишку.

6.5. Електролітична дисоціація кислот

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид катіонів – гідроген іони H^+ . Саме іони H^+ створюють кисле середовище в розчині. Аніонами при електролітичній дисоціації є кислотні залишки. Згадаємо, що більша частина кислот у воді розчинна (підрозділ 2.2, взаємодія кислотних оксидів

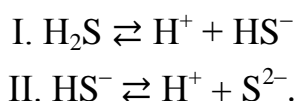
з водою). Повторимо, які кислоти належать до **нерозчинних** у воді. Це **H₂SiO₃, H₂TeO₃, H₆TeO₆, H₂MoO₄, H₂WO₄, HNbO₃, HTaO₃**. Сильні розчинні кислоти (табл. 3.1, підрозділ 6.4.1) дисоціюють практично повністю і дають високу концентрацію іонів у розчині. Наприклад,



Слабкі кислоти (табл. 3.1) дисоціюють оборотно й дуже малою мірою, тобто дають дуже малу концентрацію йонів у розчині. При цьому багатоосновні кислоти дисоціюють **ступінчасто** – на кожній стадії дисоціації відщеплюється лише один гідроген іон, і спочатку утворюються аніони **кислих кислотних залишків**. Кількість стадій дисоціації дорівнює кількості атомів Гідрогену в молекулі, що входять до складу гідроксогруп. Наприклад, слабка розчинна кислота HNO₂ піддається дисоціації в одну стадію

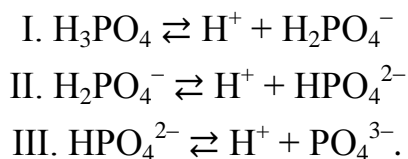


Слабка розчинна кислота H₂S піддається дисоціації в дві стадії



Дисоціація відбувається переважно за першою стадією, оскільки позитивно заряджений іон значно легше відірвати від нейтральної молекули, ніж від негативно зарядженого іона. Тому сумарне рівняння дисоціації складати не можна.

Розчинна кислота H₃PO₄ дисоціює в три стадії. Вона є кислотою середньої сили за першою стадією й слабкою за другою та третьою.



Завдання 6.3. Користуючись таблицею 3.1, визначити силу кислот HBr, HF, HClO₄, H₃AsO₄, H₂CO₃, HClO й скласти для них рівняння електролітичної дисоціації, не забуваючи про те, що дисоціація може бути ступінчастою.

6.6. Загальні хімічні властивості кислот

1. Дія кислот на кислотно-основні індикатори

На кислотно-основні індикатори діють розчини кислот. Інтенсивність забарвлення індикатора тим більша, чим більшою є концентрація іонів H^+ у розчині. У таблиці 6.1 наведено забарвлення найбільш поширених індикаторів у нейтральному та кислому середовищах. Як бачимо, фенолфталеїн, який є прекрасним індикатором на лужне середовище, не реагує на кисле середовище, тобто на присутність іонів H^+ .

Таблиця 6.1

Забарвлення деяких кислотно-основних індикаторів у різних середовищах

Індикатор	Забарвлення	
	Нейтральне середовище	Кисле середовище
метилоранж	оранжеве	червоне
лакмус	фіолетове	червоне
фенолфталеїн	безбарвне	безбарвне

2. Взаємодія кислот з металами

У підрозділі 6.2 ми вже говорили, що по відношенню до металів розрізняють кислоти, в яких **кислотний залишок (аніон) не виявляє окисних властивостей** (кислоти-“неокисники”), і кислоти, в яких **кислотний залишок (аніон) виявляє окисні властивості** (кислоти-“окисники”). Слід зазначити, що єдиною, хоча й немаловажною позитивною якістю термінів, наведених у дужках, є їхня стислість, тому що за своєю суттю вони є некоректними. Кислоти-“неокисники” в реакціях з металами насправді є окисниками, тільки окисні властивості виявляє не кислотний залишок, а гідроген іон.

Відбуватиметься реакція чи ні, а якщо відбуватиметься, то яким буде продукт відновлення кислоти, залежить насамперед від **хімічної активності металів**, яка характеризується величиною **електродного потенціалу E^0** . На даному етапі нам достатньо знати, що активність металу тим більша, чим

меншою є величина електродного потенціалу, який вимірюють у Вольтах (В). Ряд стандартних електродних потенціалів металів (додаток 2) називають також **рядом активності** металів, або **рядом напруг**. У стовпці “Окиснена форма” таблиці потенціалів наведено також заряди іонів металів, які вони можуть здобувати при окисненні.

2а. Взаємодія з металами кислот, в яких окисником є гідроген іон

До кислот, аніон яких не виявляє окисних властивостей, відносяться всі безокисенові й багато які окисеновмісні кислоти **за винятком** окисеновмісних кислот галогенів (елементів VII А групи), HNO_3 , **концентрованої** сульфатної кислоти ($\text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ конц.}}$), H_2SeO_4 , HMnO_4 та деяких інших. Особливо відзначимо, що **розведена** сульфатна кислота ($\text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ розв.}}$) відноситься до **кислот-“неокисників”**.

Взаємодія кислот-“неокисників” з металами відбувається за схемою



Стрілка, спрямована вгору поруч з формулою H_2 , означає, що проста речовина водень виділяється у вигляді газу.

Умова перебігу реакції: кислота й сіль мають бути розчинними у воді, а потенціал металу, точніше, потенціал системи Me^{n+}/Me ($E^{\circ}_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$) має бути негативним (у ряді напруг метал має знаходитися до водню).

Формула солі складається на підставі зарядів металу та кислотного залишку. Для металів, які виявляють змінну валентність, у додатку 2 наведено найбільш імовірні заряди їхніх катіонів. Але запам’ятаємо, що **Ферум у солях, що утворюються в реакціях заліза з кислотами-“неокисниками”, має заряд (2+).**

Якщо сіль, що утворюється, є нерозчинною, вона осаджується на поверхні металу, утворюючи плівку, яка ізолює метал від кислоти. В цьому випадку реакція, ледь почавшись, припиняється. Явище утворення на поверхні металу захисної (пасивної) плівки називається **пасивацією**. В результаті утворення плівки активний метал пасивується, тобто стає нездатним до реакції. Зокрема, свинець і талій пасивуються хлоридною та суль-

фатною кислотами, оскільки солі PbSO_4 , PbCl_2 , TlCl та Tl_2SO_4 є нерозчинними.

Незважаючи на те, що реакції за цією схемою є окисно-відновними, їх дуже просто зрівняти, виходячи з формули солі.

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

До кислот, аніон яких виявляє окисні властивості, відносяться оксигеновмісні кислоти галогенів, H_2SeO_4 , HMnO_4 , HNO_3 , концентрована сульфатна кислота та деякі інші. Найбільше значення на практиці мають HNO_3 та $\text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ конц.}}$. Саме їхню взаємодію з металами ми й розглянемо. Як правило, реакція відбувається за загальною схемою



Формула солі складається на підставі зарядів металу та кислотного залишку. Запам'ятаємо, що **Ферум у солях, що утворюються в реакціях заліза з кислотами–“окисниками”, має заряд (3+)**. Сіль має бути **розчинною** у воді.

Відзначимо, що продуктом окиснення металу найчастіше є сіль, але не завжди. Наприклад, продуктом окиснення олова концентрованою нітратною кислотою є H_2SnO_3 , а розведеною нітратною кислотою – $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; продуктом окиснення ренію кислотами–“окисниками” є HReO_4 . Про такі відхилення від загального правила можна дізнатися, вивчаючи індивідуальні властивості металів.

Склад продукту відновлення аніона кислоти залежить від хімічної активності металу (величини електродного потенціалу) і концентрації кислоти. Реакції є окисно-відновними, розставити в них коефіцієнти методом підбору неможливо. Тому тут ми просто покажемо коефіцієнти в рівняннях реакцій, а правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій будуть детально розглянуті в розділі 9.

Розглянемо, які продукти відновлення є можливими для аніонів кислот $\text{H}_2\text{SO}_{4 \text{ конц.}}$ та HNO_3 .

Продукти відновлення аніона H_2SO_4 конц.

- Якщо метал **малоактивний** ($E^0 > 0$), завжди утворюється SO_2 ;
- Якщо метал **активний** ($E^0 < -0,82 \text{ В}$), завжди утворюється H_2S ;
- Якщо $-0,82 \text{ В} < E^0 < 0$ (метали **середньої активності**), одночасно за трьома різними реакціями можуть утворитися три продукти: SO_2 , S , H_2S . Однак, щоразу найбільш імовірним є утворення одного продукту. Для простоти будемо вважати, що якщо E^0 близький до 0, то утвориться SO_2 , а якщо E^0 близький до $-0,82 \text{ В}$, то утвориться H_2S .

Холодна H_2SO_4 конц. **пасивує** залізо, тому її можна перевозити в сталевих цистернах. Однак пасивує метал оксидна плівка, а не плівка нерозчинної солі.

Продуктом відновлення аніона HNO_3 конц. найчастіше є NO_2 , а в реакціях з лужноземельними металами – N_2O .

HNO_3 конц. **пасивує** багато металів, у тому числі залізо, кобальт, нікель, алюміній, хром, берилій, титан. У цьому випадку пасивація також є оксидною.

Продукти відновлення аніона HNO_3 розв.

- Якщо потенціал металу $E^0 < -0,82 \text{ В}$, а кислота розведена, утворюється N_2O або N_2 .
- Якщо потенціал металу $E^0 < -0,82 \text{ В}$ (а також Zn), а кислота **дуже** розведена (HNO_3 дуже розв.), утворюється NH_3 , який переважно зв'язується з кислотою, утворюючи NH_4NO_3 .
- Якщо потенціал металу $E^0 > -0,82 \text{ В}$, утворюється NO (виняток – взаємодія **цинку** з **дуже** розведеною HNO_3).

Найменш активні метали, які мають високий електродний потенціал, з кислотами-“окисниками” не реагують. Це, зокрема, **Au, Pt, Rh, Ir, Ta**. Причому, золото й платина розчиняються в царській водці (суміші концентрованих HNO_3 і HCl), а іридій не реагує навіть з нею.

Алгоритм

складання рівняння реакції взаємодії металу з кислотою

1. Визначити, якою є кислота по відношенню до металів і обрати схему реакції.
2. Записати E^0 для металу (додаток 2).
3. Якщо кислота є

“неокисником”	“окисником”
<p>3.1. Якщо $E^0 > 0$, реакція неможлива. Якщо $E^0 < 0$, перейти до п. 3.2.</p> <p>3.2. Скласти формулу солі й перевірити її розчинність у воді. Якщо сіль нерозчинна, можлива пасивація, й реакція не відбуватиметься. Якщо сіль розчинна, перейти до п. 3.3.</p> <p>3.3 Записати в рівняння реакції продукти у відповідності до схеми й розставити коефіцієнти, виходячи з формули солі.</p>	<p>3.1. Перевірити, чи відноситься даний метал до металів, які не реагують з кислотами-“окисниками”. Якщо відповідь позитивна, то реакція не відбувається. Якщо відповідь негативна, перейти до п. 3.2.</p> <p>3.2. Перевірити, чи пасивується даний метал даною кислотою. Якщо відповідь позитивна, то реакція не відбувається. Якщо відповідь негативна, перейти до п. 3.3.</p> <p>3.3. Скласти формулу солі й перевірити її розчинність у воді.</p> <p>3.4. Якщо сіль розчинна, визначити продукт відновлення аніона даної кислоти.</p> <p>3.5. Скласти схему реакції (без коефіцієнтів).</p> <p>3.6. Після вивчення теми “Окисно-відновні реакції” розставити коефіцієнти.</p>

Користуючись цим алгоритмом, розглянемо приклади.



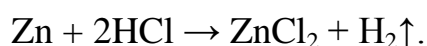
1. HCl – безоксигенова розчинна кислота, її аніон окисних властивостей не виявляє. Якщо реакція відбуватиметься, то з утворенням солі й водню.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В.

3.1. Виконуємо пункти алгоритму з лівого стовпця таблиці. $E^{\circ} < 0$, переходимо до п. 3.2.

3.2. Формула солі, яка складається з катіона Zn^{2+} та аніона Cl^- , $ZnCl_2$. За таблицею розчинності солей (додаток 1) визначаємо, що це розчинна сіль, тобто умова перебігу дотримується, реакція відбуватиметься.

3.3. Рівняння реакції



1. H_2SO_4 розв. відноситься до кислот, аніон яких окисних властивостей не виявляє. Якщо реакція відбуватиметься, то з утворенням солі й водню.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В.

3.1. Виконуємо пункти алгоритму з лівого стовпця таблиці. $E^{\circ} > 0$. Умова перебігу не дотримується, тому реакція не відбуватиметься.



1. Див. попередній приклад.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^{\circ}_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13$ В.

3.1. Виконуємо пункти алгоритму з лівого стовпця таблиці. $E^{\circ} < 0$, переходимо до п. 3.2.

3.2. Формула солі, яка складається з катіона Pb^{2+} та аніона SO_4^{2-} , $PbSO_4$. За таблицею розчинності солей (додаток 1) визначаємо, що це нерозчинна сіль. Умова перебігу не дотримується, тому реакція не відбуватиметься. Незважаючи на негативний потенціал, свинець є стійким у розчині сульфатної кислоти, оскільки відбувається пасивація.



1. Див. попередні приклади.

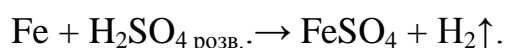
2. Згадаємо, що Ферум у солях, що утворюються в реакціях заліза з кислотами-“неокисниками”, має заряд (2+). У додатку 2 знаходимо, що

$$E^o_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В.}$$

3.1. $E^o < 0$, переходимо до п. 3.2.

3.2. Формула солі, яка складається з катіона Fe^{2+} та аніона SO_4^{2-} , $FeSO_4$. За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль, тобто умова перебігу дотримується, реакція відбуватиметься.

3.3. Рівняння реакції



1. $H_2SO_{4 \text{ конц.}}$ відноситься до кислот, аніон яких виявляє окисні властивості.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34 \text{ В.}$

3.1. Виконуємо пункти алгоритму з правого стовпця таблиці. Мідь не реагує з кислотами-“неокисниками”, але не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Мідь не пасивується концентрованою сульфатною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі, яка складається з катіона Cu^{2+} та аніона SO_4^{2-} , $CuSO_4$. За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль. Реакція відбуватиметься.

3.4. Оскільки $E^o > 0$, продуктом відновлення аніона кислоти є SO_2 .

3.5. Рівняння реакції



3.6. Як виконувати цей пункт, показано в розділі 9.



1. Див. попередній приклад.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^o_{Al^{3+}/Al} = -1,67 \text{ В.}$

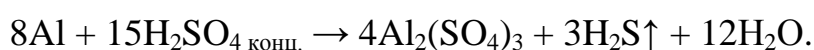
3.1. Виконуємо пункти алгоритму з правого стовпця таблиці. Алюміній не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Алюміній не пасивується концентрованою сульфатною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі, яка складається з катіона Al^{3+} та аніона SO_4^{2-} , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль. Реакція відбуватиметься.

3.4. Оскільки $E^0 < -0,82 \text{ В}$, продуктом відновлення аніона кислоти є H_2S .

3.5. Рівняння реакції



1. Див. попередні приклади.

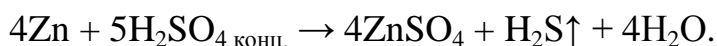
3.1. Виконуємо пункти алгоритму з правого стовпця таблиці. Цинк не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Цинк не пасивується концентрованою сульфатною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі, яка складається з катіона Zn^{2+} та аніона SO_4^{2-} , ZnSO_4 . За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль. Реакція відбуватиметься.

3.4. $-0,82 \text{ В} < E^0 < 0$, при цьому $-0,76 \text{ В}$ ближче до $-0,82 \text{ В}$, ніж до 0 . Найбільш імовірним продуктом відновлення аніона кислоти є H_2S .

3.5. Рівняння реакції



1. Див. попередні приклади.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В}$.

3.1. Нікель не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Нікель не пасивується концентрованою сульфатною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі, яка складається з катіона Ni^{2+} та аніона SO_4^{2-} , NiSO_4 . За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль. Реакція відбуватиметься.

3.4. $-0,82 \text{ В} < E^0 < 0$, при цьому $-0,25 \text{ В}$ ближче до 0, ніж до $-0,82 \text{ В}$. Найбільш імовірним продуктом відновлення аніона кислоти є SO_2 .

3.5. Рівняння реакції



1. $\text{HNO}_{3 \text{ конц.}}$ відноситься до кислот, аніон яких виявляє окисні властивості.

2. $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$.

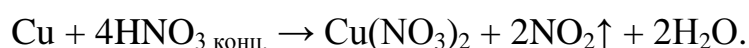
3.1. Мідь не реагує з кислотами-“неокисниками”, але не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Мідь не пасивується концентрованою нітратною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі, яка складається з катіона Cu^{2+} та аніона NO_3^- , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. За таблицею розчинності солей визначаємо, що це розчинна сіль. Реакція відбуватиметься.

3.4. Продуктом відновлення аніона $\text{HNO}_{3 \text{ конц.}}$ є NO_2 .

3.5. Схема реакції



1. $\text{HNO}_{3 \text{ розв.}}$ відноситься до кислот, кислотний залишок яких виявляє окисні властивості.

2. Згадаємо, що Ферум у солях, що утворюються в реакціях заліза з кислотами-“окисниками”, має заряд (3+). У додатку 2 знаходимо, що

$E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0,036 \text{ В}$.

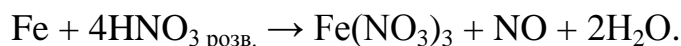
3.1. Залізо не відноситься до металів, які не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Залізо пасивується концентрованою, але не пасивується розведеною нітратною кислотою. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Сіль розчинна. Реакція відбуватиметься.

3.4. $E^0 > -0,82 \text{ В}$, тому продуктом відновлення аніона кислоти є NO .

3.5. Рівняння реакції



1. Див. попередній приклад.

2. У додатку 2 знаходимо, що $E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,36 \text{ В}$.

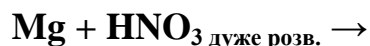
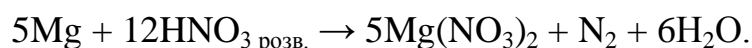
3.1. Магній не відноситься до металів, що не реагують з кислотами-“окисниками”. Переходимо до п. 3.2.

3.2. Розведена HNO_3 не пасивує метали. Переходимо до п. 3.3.

3.3. Формула солі $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Сіль розчинна. Реакція відбуватиметься.

3.4. $E^0 < -0,82 \text{ В}$, а кислота розведена, тому продуктом відновлення аніона кислоти є N_2O або N_2 . Ми можемо вважати правильними обидва ці продукти, тому що, який з них буде отриманий при даній концентрації кислоти і даній температурі, можна встановити тільки за допомогою хімічного аналізу.

3.5. Схеми реакцій



1. Див. попередній приклад.

2. Див. попередній приклад.

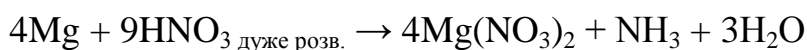
3.1. Див. попередній приклад.

3.2. Див. попередній приклад.

3.3. Див. попередній приклад.

3.4. $E^0 < -0,82 \text{ В}$, а кислота **дуже** розведена, тому продуктом відновлення аніона кислоти є NH_3 .

3.5. Рівняння реакцій



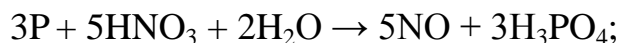
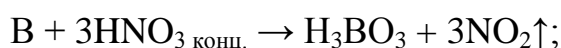
або з урахуванням взаємодії NH_3 з кислотою



3. Взаємодія кислот з неметалами

Кислота- “окисник”	+ неметал	→	кислота, утворена не- металом	+	продукт відновлення аніона кислоти	+ H_2O
-----------------------	-----------	---	-------------------------------------	---	--	------------------------

Реакції за такою схемою є окисно-відновними. І ми знов поки що не будемо пояснювати підбір коефіцієнтів. Продукти відновлення аніона кислоти є такими, які утворюються при взаємодії з кислотами-“окисниками” малоактивних металів, тобто для H_2SO_4 конц. це SO_2 , для HNO_3 конц. – NO_2 , для HNO_3 розв. – NO . Відзначимо, що реакція може також відбуватися за участю H_2O (H_2O буде в лівій частині схеми) і без її утворення. Крім того, треба знати, чи взагалі даний неметал реагує з кислотами, для чого слід вивчати хімічні властивості неметалів. Продуктом окиснення неметалу є його кислота, в якій він виявляє вищий ступінь окиснення. Якщо кислота, утворена неметалом, розкладається в момент утворення (див. далі), то замість неї утворюється її газоподібний ангідрид. Приклади реакцій:

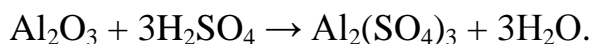


4. Взаємодія кислот з основними оксидами

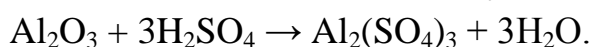


З такою властивістю кислот ми вже знайомі. Повторіть взаємодію основних оксидів з кислотами й ще раз розгляньте приклади, наведені в підрозділі 2.2. Якщо реакція відбувається в розчині, ми можемо записати її

рівняння в іонно-молекулярній формі. Зробимо це для реакції, молекулярне рівняння якої ми вже склали (див. підрозділ 2.2).

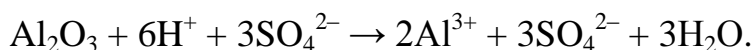


Визначимо розчинність та силу кожного електроліту. Al_2O_3 – це оксид, у водному розчині він є неелектролітом, тому записується у вигляді молекул. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота (табл. 3.1 та підрозділи 6.4.3, 6.5), записується у вигляді іонів. Сіль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ є розчинною (додаток 1), не відноситься до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2O – дуже слабкий електроліт, записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.

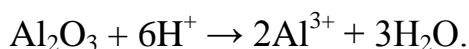


молекули іони іони молекули

Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння. Заряди іонів нам відомі.



Іони SO_4^{2-} можна вилучити з рівняння реакції. Скорочене іонно-молекулярне рівняння

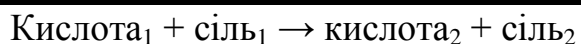


5. Взаємодія кислот з основами (реакція нейтралізації)



З такою властивістю кислот ми теж вже знайомі. Повторіть взаємодію основ з кислотами і ще раз розгляньте приклади, наведені в підрозділі 5.3.

6. Взаємодія кислот із солями



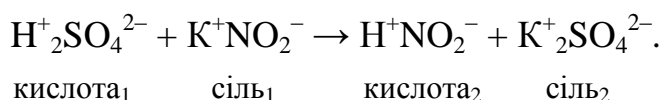
Реакції за другою схемою будуть розглянуті в підрозділі 8.6. Реакції за першою схемою найчастіше є **реакціями іонного обміну** й

відбуваються у водних розчинах. Правило складання рівнянь реакцій іонного обміну й універсальну умову їх перебігу ми використовували, розглядаючи хімічні властивості основ (підрозділ 5.3). Тому зараз відразу розглянемо приклади.

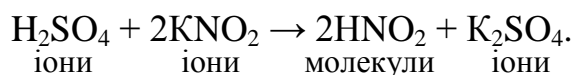


1. H_2SO_4 – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. KNO_2 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

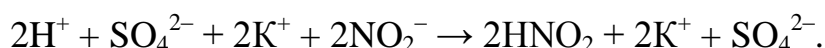
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди залишків у вихідних речовинах. Маємо на увазі, що Калій у всіх своїх сполуках має $V = 1$ (заряд +), оскільки це метал I А групи.



3. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота (табл. 3.1 та підрозділи 6.4.3, 6.5), записується у вигляді іонів. KNO_2 – розчинна сіль (майже всі нітроти є розчинними у воді), не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. HNO_2 – розчинна оксигеновмісна кислота (правий стовпець таблиці 3.1), в якій $n_O - n_H = 1$. Кислота є слабкою, тому запишемо її в вигляді молекул. K_2SO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.

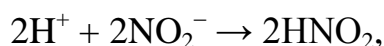


Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння

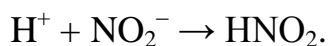


З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони K^+ та SO_4^{2-} .

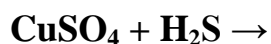
Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



а після скорочення коефіцієнтів

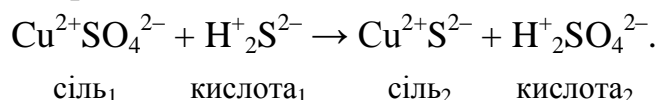


Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

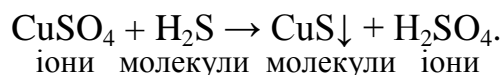


1. CuSO_4 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. H_2S – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

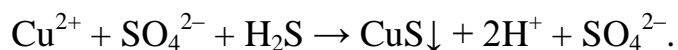
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши заряди залишків у вихідних речовинах



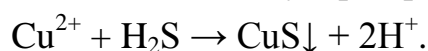
3. Для застосування універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі, визначаючи для цього розчинність і силу кожного електроліту. CuSO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. H_2S – безоксигенова кислота, утворена елементом VI А групи. Це розчинна слабка кислота (табл. 3.1), записується у вигляді молекул. CuS – нерозчинна сіль, випадає в осад (покажемо це за допомогою стрілки, спрямованої вниз), записується у вигляді молекул. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, звертаючи увагу на те, що всі коефіцієнти в рівнянні реакції дорівнюють одиниці.



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



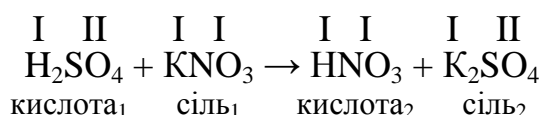
З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити іони SO_4^{2-} . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



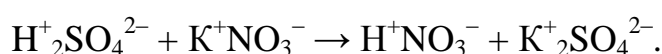


1. H_2SO_4 – кислота, оскільки формула починається з Гідрогену. KNO_3 – сіль, оскільки складається з металу та кислотного залишку. Реакція має відбуватися за схемою, що розглядається.

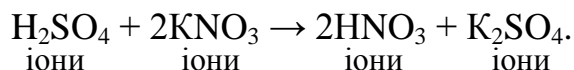
2. Складаємо формули продуктів реакції, визначивши валентності (і заряди) залишків у вихідних речовинах,



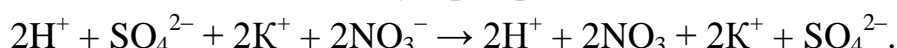
або



3. H_2SO_4 – розчинна сильна кислота, записується у вигляді іонів. KNO_3 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. HNO_3 – розчинна сильна кислота (табл. 3.1), записується у вигляді іонів. K_2SO_4 – розчинна сіль (додаток 1), яка не належить до слабких електролітів, записується у вигляді іонів. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні, одночасно розставляючи коефіцієнти.



Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



Зв'язування іонів не відбувається, тому ця реакція в водному розчині неможлива.

7. Розкладання кислот

Для безоксигенових кислот розкладання не характерно (розкладатися може йодоводень HI у газовій фазі за оборотною реакцією $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$), а от оксигеновмісні кислоти можуть розкладатися. При цьому **кислоти-“неокисники”** розкладаються за схемою

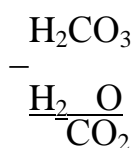


Реакції розкладання кислот-“окисників” є окисно-відновними.

7а. Розкладання кислот-“неокисників” в момент утворення. Деякі кислоти не можна одержати при взаємодії з кислотою відповідної солі, тому що вони розкладаються в момент утворення. Це кислоти, ангідрид яких є газоподібним, а саме, H_2CO_3 і H_2SO_3 . Розглянемо приклад.



HCl – розчинна сильна кислота (табл. 3.1). CaCO_3 – нерозчинна сіль (додаток 1). У результаті реакції повинна утворитися слабка кислота H_2CO_3 , однак вона розкладається в момент утворення. Формулу ангідриду (кислотного оксиду) визначають, віднімаючи від молекули кислоти воду,



Рівняння реакції



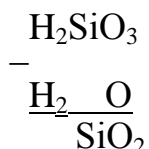
В іонно-молекулярній формі



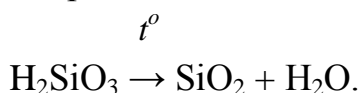
7б. Термічне розкладання кислот-“неокисників”. Термічному розкладанню піддаються **нерозчинні кислоти**. Розглянемо приклад.



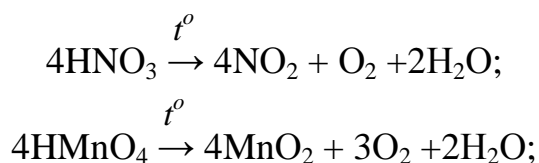
Силікатна кислота є нерозчинною. Реакція відбуватиметься за схемою, що розглядається. Формула кислотного оксиду



Рівняння реакції



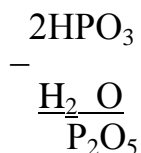
7в. Термічне розкладання кислот-“окисників”. Ці реакції є окисно-відновними і відбуваються за індивідуальними схемами. Приклади:



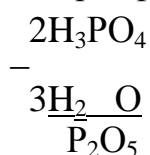
6.7. Визначення формул ангідридів оксигеновмісних кислот

Формули ангідридів будь-яких оксигеновмісних кислот визначають математично, віднімаючи від формули кислоти воду. Такий розрахунок можна проводити й у тому випадку, якщо кислота не розкладається. Якщо молекула кислоти містить не 2 атоми Гідрогену, то перш, ніж виконувати віднімання, необхідно за допомогою коефіцієнтів зрівняти кількість атомів Гідрогену в кислоті й у воді. Розглянемо приклади.

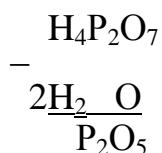
Ангідрид метафосфатної кислоти HPO_3



Ангідрид ортофосфатної кислоти H_3PO_4

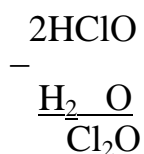


Ангідрид дифосфатної кислоти



Зверніть увагу на те, що й мета-, й орто-, с дифосфатна кислоти мають один ангідрид, і валентність елемента, що утворює кислоту, у них однакова.

Ангідрид гіпохлоритної кислоти HClO



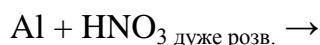
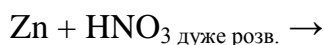
До речі, визначення формули ангідриду оксигеновмісної кислоти – це ще один спосіб визначення валентності елемента, що утворює кислоту.

Завдання 6.4. Визначити формули ангідридів кислот HMnO_4 , H_3AsO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HNO_2 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HBrO , HClO_4 .

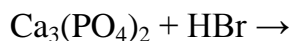
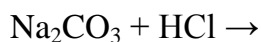
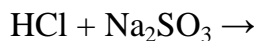
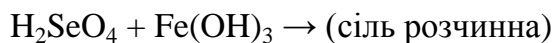
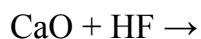
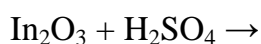
Завдання 6.5. Написати рівняння реакцій (якщо вони можливі)

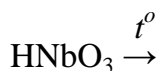
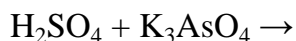


Скласти схеми реакцій без коефіцієнтів (якщо вони можливі)



Написати рівняння реакцій (якщо вони можливі). Реакції йонного обміну записати також в іонно-молекулярній формі – повній та скороченій.





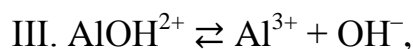
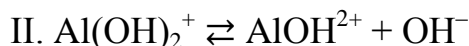
7. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

Амфотерними є гідроксиди металів, яким відповідають амфотерні оксиди (за винятком CuOH та AgOH), тому визначити характер гідроксиду можна, користуючись схемою визначення характеру оксидів (рис. 2.1). У розділі 4 показано, як це робиться. Поверніться до цього розділу й виконайте ще раз завдання 4.1.

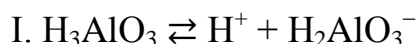
Амфотерні гідроксиди виявляють як основні, так і кислотні властивості. Зазвичай їх записують у вигляді гідроксидів металів, як основи, тому треба бути дуже уважними, визначаючи можливість тих чи інших реакцій за участю гідроксидів металів. Не забувайте визначати їхній характер. Однак амфотерні гідроксиди можна записати й як кислоти (підрозділ 6.4.1). Усе, що говорилося в підрозділі 5.1 про залишки основ і в підрозділі 6.4 про кислотні залишки оксигеновмісних кислот, справедливо і для амфотерних гідроксидів.

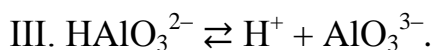
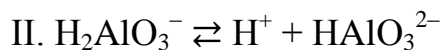
7.1. Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів

Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів у розчині відбувається дуже малою мірою, оскільки **всі амфотерні гідроксиди є нерозчинними й слабкими** (табл. 3.2). Це водночас може бути як основний тип дисоціації, наприклад,



так і кислотний тип





Дисоціація за обома типами відбувається переважно за першою стадією.

7.2. Загальні хімічні властивості амфотерних гідроксидів

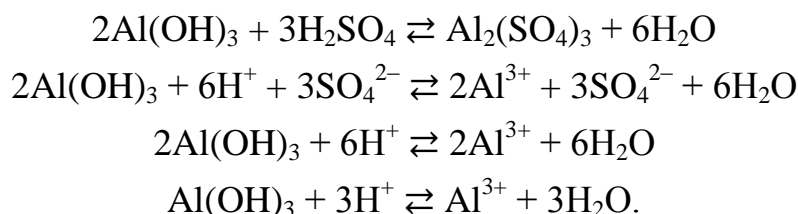
Амфотерні гідроксиди виявляють тільки ті хімічні властивості основ і кислот, що не вимагають їхньої розчинності й сили. Тому для амфотерних гідроксидів характерно значно менше схем реакцій, ніж для основ і кислот. Розглянемо загальні хімічні властивості амфотерних гідроксидів.

Загальні хімічні властивості амфотерних гідроксидів	
як основ	як кислот
1. Взаємодія з кислотами	1. Взаємодія з основами 1а. У безводному середовищі при нагріванні
Амф. г-д + кислота → сіль + H ₂ O	Амф. г-д + основа → сіль + H ₂ O
З кислотами амфотерні гідроксиди реагують так само, як і основи. Тому доцільно повторити властивості основ (підрозділ 5.3).	1б. У водному розчині
	Амф. г-д + основа → координаційна сполука
2. Термічне розкладання.	
<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> Амфотерний гідроксид → амфотерний оксид + H₂O </div>	
Формула амфотерного оксиду визначається так само, як формула основного оксиду при розкладанні основ (підрозділ 5.3).	

Взаємодія з кислотами та основами є найбільш важливою властивістю амфотерних гідроксидів. Існує навіть така дефініція: **амфотерні гідроксиди** –

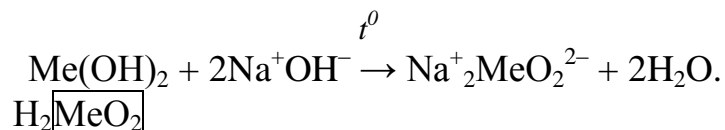
це гідроксиди металів, які здатні реагувати як з кислотами, так і з основами.

Що стосується взаємодії амфотерних гідроксидів з кислотами, то, якщо ми склали рівняння реакції $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з H_2SO_4 (підрозділ 5.3), то можна абсолютно аналогічно скласти рівняння реакції з H_2SO_4 будь-якого амфотерного гідроксиду із загальною формулою $\text{Me}(\text{OH})_3$. Наприклад,



Однак має сенс окремо розглянути взаємодію **амфотерних гідроксидів з основами**, оскільки, як це видно зі схем реакцій, амфотерні гідроксиди в безводному середовищі й у водних розчинах реагують з основами неоднаково. Реакції з основами ми будемо розглядати для амфотерних гідроксидів із загальними формулами $\text{Me}(\text{OH})_2$, $\text{Me}(\text{OH})_3$ та $\text{Me}(\text{OH})_4$.

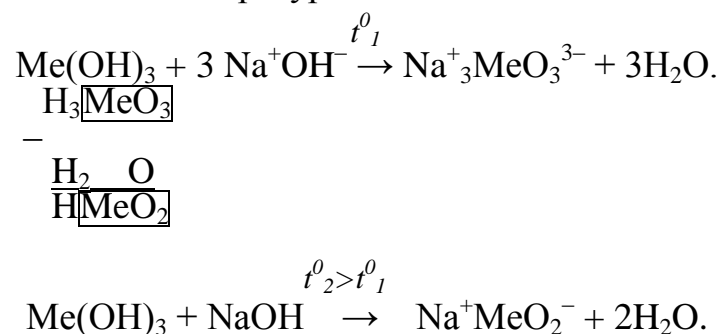
7.2.1. Взаємодія амфотерних гідроксидів з основами в безводному середовищі при нагріванні. Ми вже знаємо, що формулу амфотерного гідроксиду можна записати у вигляді кислоти. Будемо це робити в рівнянні реакції під формулою гідроксиду й виділяти кислотний залишок. Реакція відбувається за звичайною схемою реакції нейтралізації. Слід також мати на увазі, що основа має бути такою, що не розкладається при нагріванні. На практиці це NaOH та KOH , оскільки інші основи, що не розкладаються при нагріванні, не мають практичного застосування.



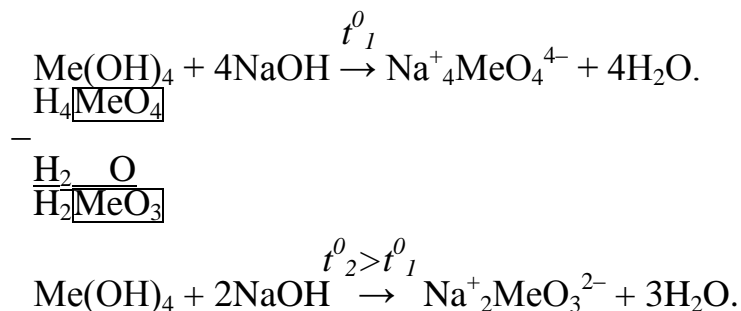
Звичайно, у безводному середовищі не може бути мови про електролітичну дисоціацію й про запис рівняння реакції в іонно-молекулярній формі.

Гідроксид $\text{Me}(\text{OH})_3$ можна записати у вигляді H_3MeO_3 . Кислота, що містить у молекулі три атоми Гідрогену, є ортокислотою (підрозділ 6.4.1). При нагріванні вона може втрачати молекулу води з утворенням метакис-

лоти. В результаті можуть утворитися два продукти реакції – при більш низькій і більш високій температурі.

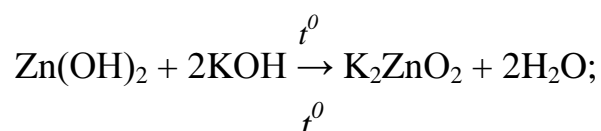


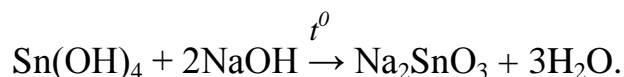
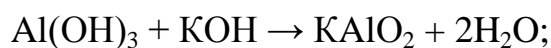
Гідроксид Me(OH)_4 можна записати у вигляді H_4MeO_4 . Кислота H_4MeO_4 теж є ортокислотою й може при нагріванні втрачати молекулу води з утворенням мета­кислоти. У цьому випадку теж можуть утворитися два продукти реакції – при більш низькій і більш високій температурі.



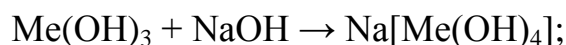
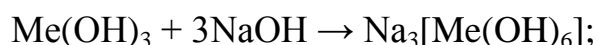
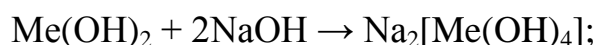
Слід зазначити, що більш імовірними продуктами реакцій гідроксидів Me(OH)_3 та Me(OH)_4 з основами при нагріванні в безводному середовищі є солі мета­кислот. Це означає також, що утворення солей мета­кислот є більш імовірним і для амфотерних **оксидів** тривалентних та чотиривалентних металів при високій температурі. Тому при складанні рівнянь реакцій цих оксидів з основними оксидами та основами в безводному середовищі (підрозділ 2.2) ми вважали, що ці метали утворюють переважно мета­кислоти.

Для складання рівняння реакції взаємодії з NaOH амфотерного гідроксиду конкретного металу достатньо замінити у формулах умовний символ Me на символ цього металу. Не забувайте про коефіцієнти в рівняннях реакцій. Наприклад,





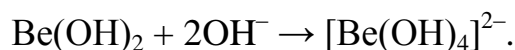
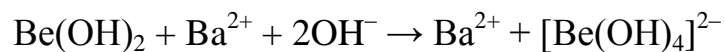
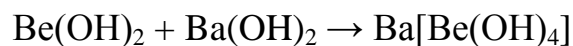
7.2.2. Взаємодія амфотерних гідроксидів з лугами у водних розчинах. У підрозділі 5.3 (взаємодія основ з металами) було розглянуто правило складання формул координаційних сполук з урахуванням валентностей металів, що утворюють амфотерні гідроксиди, та їхніх координаційних чисел (таблиця 5.2). Використовуючи це правило, ми можемо скласти умовні рівняння реакцій



У випадку алюміній гідроксиду координаційне число 6 реалізується частково за рахунок гідроксогруп, а частково за рахунок молекул води – $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$. Частіше формулу записують у скороченому вигляді $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Всі ці координаційні сполуки є розчинними у воді, тому амфотерний гідроксид, одержаний в результаті реакції відповідної солі з розчином лугу у вигляді осаду, при додаванні надлишку лугу розчиняється.

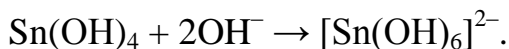
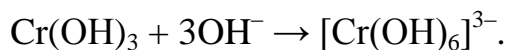
Для складання рівнянь конкретних реакцій потрібно замінити в умовних рівняннях реакцій символ Me на символ металу, що розглядається. Всі речовини в таких реакціях є електролітами, тому рівняння реакцій слід записувати також в іонно-молекулярній формі. Наприклад,



Як правило, реакції з утворенням координаційних іонів є практично необоротними, оскільки зв'язування іонів OH^- у такому йоні є значно міцнішим, ніж у гідроксиді металу.

Інші приклади:

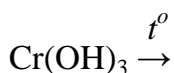
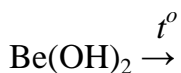
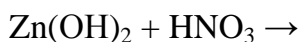
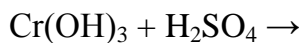




Відзначимо, що гідроксид Ti(OH)_4 реагує з основами тільки в безводному середовищі при нагріванні, а з розчинами лугів його взаємодія не відбувається.

Завдання 7.1. Для гідроксидів Be(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Au(OH)_3 , Pb(OH)_4 скласти рівняння реакцій з KOH у безводному середовищі при нагріванні та у водному розчині.

Завдання 7.2. Написати рівняння реакцій



8. СОЛІ

Солі – це хімічні сполуки, які складаються з катіонів залишків основ та аніонів кислотних залишків.

Вивчаючи залишки основ (підрозділ 5.1) і кислотні залишки (підрозділ 6.1), ми довідалися, що залишки основ за своїм характером можуть бути середніми та основними, а кислотні залишки – середніми та кислими. Характер залишків визначає характер солей. У залежності від того, з яких залишків вони складаються, солі бувають **середні** (нормальні), **кислі** та **основні**.

Середня сіль складається із середнього залишку основи й середнього кислотного залишку.

Кисла сіль складається із середнього залишку основи й кислого кислотного залишку.

Оснóвна сіль складається з основного залишку основи й середнього кислотного залишку.

Зверніть увагу: хоча б один залишок у складі солі обов'язково має бути середнім. Якщо сіль матиме Н– у складі кислотного залишку та –О–Н у складі залишку основи, то вони нейтралізують один одного з утворенням Н₂О.

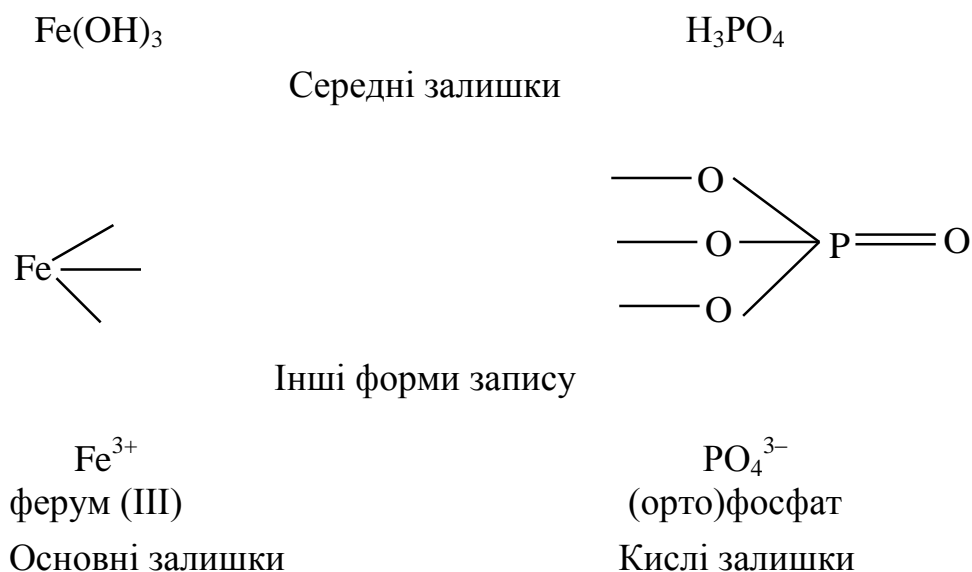
Назва середньої або кислій солі складається з двох слів. Перше слово – це назва металу (елементу) з указанням валентності, якщо вона змінна. Друге слово – назва кислотного залишку. Обидві назви мають бути в називному відмінку.

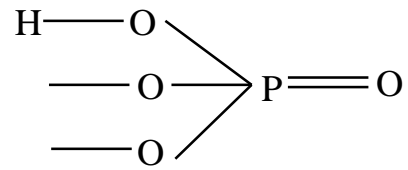
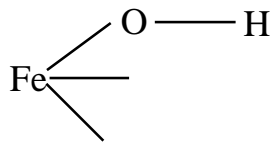
Назва основної солі складається з трьох слів. Перше слово – це назва металу (елементу) з указанням валентності, якщо вона змінна. Друге слово – гідроксид з використанням множинного префікса при кількості гідроксогруп у складі залишку >1. Третє слово – назва кислотного залишку.

У підрозділі 5.3 ми відзначали, що кислі й основні солі, як і середні, можуть бути одержані в результаті реакцій нейтралізації, однак дотепер розглядали утворення (і складання формул) тільки середніх солей. Тепер ми познайомимося з реакціями нейтралізації більш докладно.

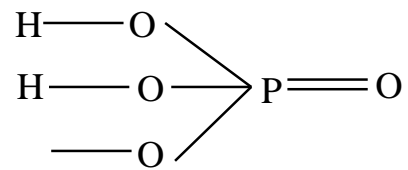
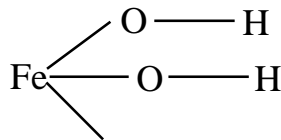
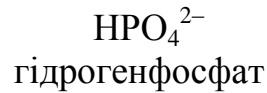
8.1. Утворення солей різного характеру в результаті реакцій нейтралізації

Розглянемо всі можливі реакції між Fe(OH)₃ і Н₃РO₄. Для складання формул усіх можливих солей випишемо усі залишки цих основи (підрозділ 5.1) і кислоти (підрозділ 6.4.2) та їхні назви.

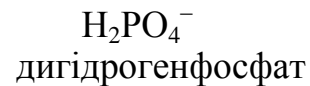




Інші форми запису

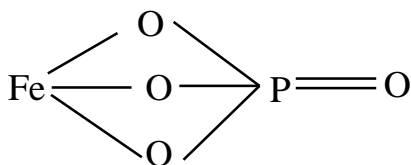


Інші форми запису

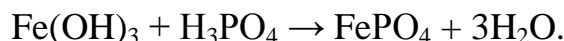


Формули солей складаємо, як формули бінарних сполук, вважаючи кожен залишок єдиним цілим. Зображуючи солі графічно, домагаємося, щоб кожна риска одного залишку злилася з рискою іншого залишку, і щоб “зайвих” рисок не залишилося. Подібні завдання завжди доцільно починати з графічного зображення основи й кислоти, визначення формул, графічних зображень, зарядів і назв усіх залишків. Це суттєво полегшує роботу й скорочує час її виконання.

Складаємо **формулу середньої солі**. Іон Fe^{3+} з іоном PO_4^{3-} утворює сіль FePO_4 . Сіль називається **ферум(III) ортофосфат** або **ферум(III) фосфат**. Графічне зображення солі починаємо будувати з **кислотних залишків**, графічні зображення яких ми вже маємо. В даному випадку кислотний залишок у формулі солі тільки один. Він має три вільні риси. Три вільні риси має також залишок основи (його графічне зображення ми також уже маємо). Зближаючи ці залишки так, щоб по рисці від кожного залишку злилися в одну риску, одержимо

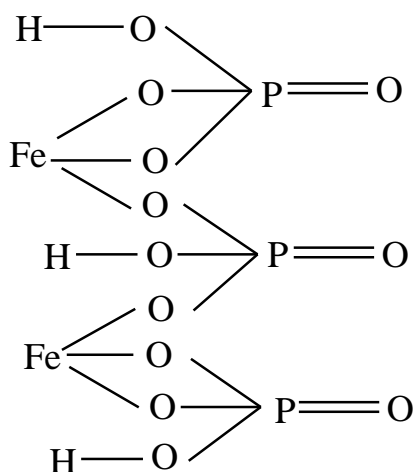


Рівняння реакції з утворенням середньої солі

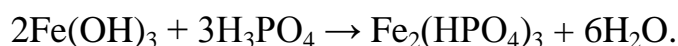


Середня сіль утворюється при однакових кількостях речовини $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 .

Складаємо **формули кислих солей**. Середній залишок основи Fe^{3+} . Кислих кислотних залишків два, тобто можуть утворитися дві різні кислі солі. Візьмемо спочатку кислотний залишок HPO_4^{2-} . Формула солі $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$. Назва солі **ферум(III) гідрогенфосфат**. При побудові графічного зображення солі спочатку зобразимо один під одним три кислотні залишки, а потім кожні три вільні ризки кислотних залишків з'єднаємо з трьома ризками залишку основи



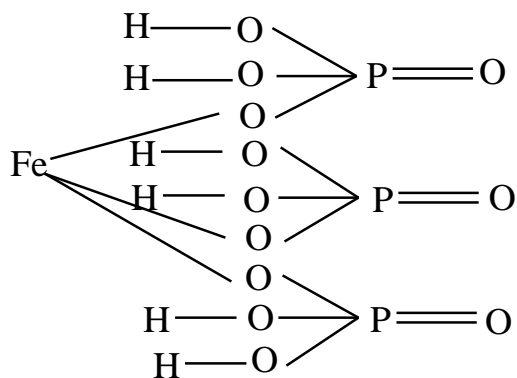
Рівняння реакції з утворенням ферум(III) гідрогенфосфату



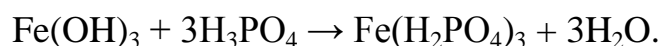
Коефіцієнт перед водою визначаємо за кількістю нейтралізованих $\text{H} \text{---}$ і ---OH . У даному випадку повністю нейтралізовано 6 гідроксогруп (сіль не містить гідроксогруп), тому коефіцієнт перед водою дорівнює 6.

Ця сіль утвориться в тому випадку, якщо відношення кількостей речовини $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 буде дорівнювати 2 : 3.

Кислотний залишок другої кислоти солі H_2PO_4^- . Формула солі $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$. Назва солі **ферум(III) дигідрогенфосфат**. Будуємо графічне зображення цієї солі, починаючи з кислотних залишків.



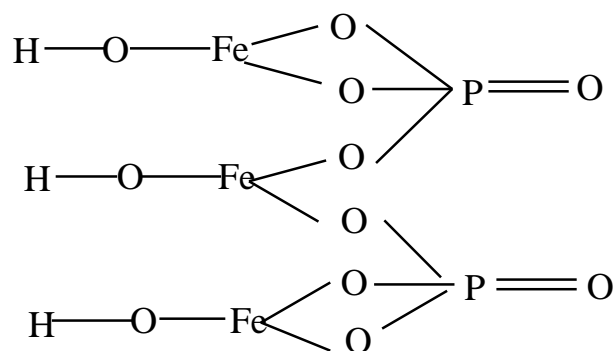
Рівняння реакції з утворенням ферум(III) дигідрогенфосфату



Коефіцієнт перед водою дорівнює кількості нейтралізованих гідроксогруп (сіль не містить гідроксогруп), тобто 3. Ця сіль утвориться в тому випадку, якщо відношення кількостей речовини $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 буде дорівнювати 1 : 3.

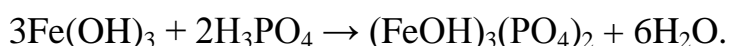
Складаємо **формули основних солей**. Основних залишків основи два, тобто можуть утворитися дві різні основні солі. Візьмемо спочатку залишок основи FeOH^{2+} . Середній кислотний залишок PO_4^{3-} . Формула солі $(\text{FeOH})_3(\text{PO}_4)_2$. Сіль називається **ферум(III) гідроксид ортофосфат** або **ферум(III) гідроксид фосфат**.

Графічне зображення



Цього разу по дві вільні ризки кислотних залишків з'єднувалися з двома ризками кожного залишку основи. Щоб графічне зображення не було надто громіздким, гідроксогрупи залишків основи повернуто ліворуч.

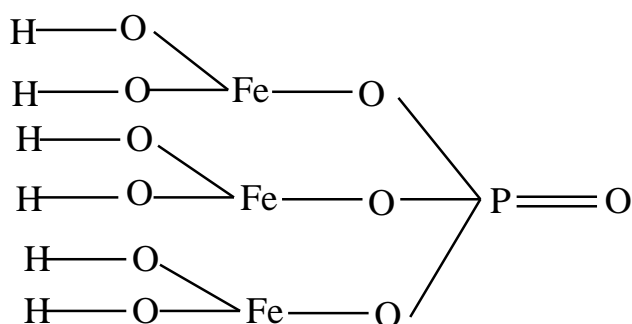
Рівняння реакції з утворенням цієї солі



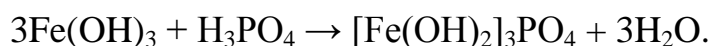
Коефіцієнт перед водою дорівнює кількості нейтралізованих гідроген іонів в кислоті (сіль не містить гідроген іонів), тобто 6. Ця сіль утвориться в тому випадку, якщо відношення кількостей речовини $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 буде дорівнювати 3 : 2.

Залишок основи другої основної солі $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$. Формула солі $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$. Сіль називається **ферум(III) дигідроксид ортофосфат** або **ферум(III) дигідроксид фосфат**.

Графічне зображення



Рівняння реакції з утворенням цієї солі



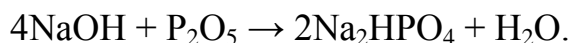
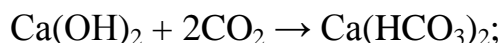
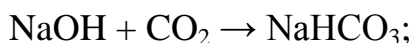
Коефіцієнт перед водою дорівнює кількості нейтралізованих гідроген іонів в кислоті (сіль не містить гідроген іонів), тобто 3. Ця сіль утво-

рється в тому випадку, якщо відношення кількостей речовини $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_3PO_4 буде дорівнювати 3 : 1.

Таким чином, характер солі, що утворюється в результаті реакції нейтралізації, визначається співвідношенням кількостей речовини основи й кислоти, узятих для реакції. Зокрема, під час реакції $\text{Fe}(\text{OH})_3$ з H_3PO_4 може утворитися 5 різних солей.

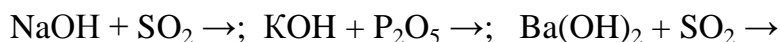
Оскільки графічні зображення солей не відбивають їхню дійсну просторову структуру, зображення кислотних залишків можна розташовувати на площині в довільному порядку. Однак, на нашу думку, при їхньому вертикальному розташуванні легше бачити вільні ризки в атомів Оксигену, з якими повинні зливатися ризки залишків основ.

Кислі солі можуть утворитися також під час взаємодії кислотних **оксидів, які є ангидридами багатоосновних кислот**, з основами. Наприклад,



Завдання 8.1. 1). Написати рівняння реакцій добування всіх можливих солей з $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і H_3PO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і H_2SO_4 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і H_3AsO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і HClO_4 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$ і H_2SO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$ і HCl , дати графічні зображення цих солей і їхні назви. Указати, при яких співвідношеннях кількостей речовин основи й кислоти утвориться кожна сіль.

2). Скласти рівняння реакцій з утворенням усіх можливих солей



8.2. Подвійні та змішані солі

Подвійні солі складаються з двох залишків різних основ, зв'язаних з одним кислотним залишком. **Змішані** солі містять залишок однієї основи та два різні кислотні залишки. Формули таких солей складають з урахуванням валентностей усіх залишків. В **назвах** подвійних та змішаних солей залишки основ і кислотні залишки перелічують в алфавітному порядку, який може відрізнитися від порядку їх запису в формулі. Для кислотних залишків часто використовують множинні префікси (ди-, три- тощо), які показують кількість кислотних залишків у формулі солі й дозволяють легше складати формули солей за їхніми назвами. Розглянемо приклади.

Подвійна сіль містить залишки основ Fe^{3+} та NH_4^+ і кислотний залишок сульфат SO_4^{2-} . Кількість хімічних зв'язків, утворених обома залишками основи, має дорівнювати кількості зв'язків, утворених кислотними залишками. Залишки основ у сумі утворюють чотири зв'язки. Для утворення чотирьох зв'язків потрібні два SO_4^{2-} . Формула солі $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$. Сіль називається **амоній ферум(III) сульфат** або **амоній ферум(III) дисульфат**.

Змішана сіль містить залишок основи Ca^{2+} і кислотні залишки гіпохлорит ClO^- та хлорид Cl^- . Формула солі $\text{CaCl}(\text{ClO})$. Назва солі **кальцій гіпохлорит хлорид**.

Змішана сіль містить залишок основи Na^+ і кислотні залишки карбонат CO_3^{2-} та гідрогенкарбонат HCO_3^- . Кислотні залишки у сумі утворюють три зв'язки. Для утворення трьох зв'язків потрібні три Na^+ . Формула солі $\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$. Назва солі **натрій гідрогенкарбонат карбонат**.

8.3. Координаційні солі

З утворенням координаційних солей ми зустрілися, розглядаючи реакції металів, амфотерних оксидів і гідроксидів з лугами у водних розчинах. Існує багато інших координаційних солей, але їх має сенс розглядати під час вивчення теми “Координаційні сполуки”. Тут ми познайомимося тільки з назвами координаційних солей, які в координаційному кислотному залишку містять гідроксогрупи.

Назви кислотних залишків таких координаційних солей (гідроксокомплексів) утворюють таким чином: множинний префікс + -гідроксо- + корінь назви металу + -ат + валентність металу в дужках римськими цифрами. Якщо валентність єдина можлива, її можна не вказувати. Множинний префікс показує, скільки гідроксогруп містить координаційний кислотний залишок, і дорівнює координаційному числу. До вже знайомих префіксів ди-, три-, тетра- додамо префікс гекса-, який означає шість.

Склавши назву кислотного залишку, далі неважко скласти й назву солі будь-якого металу. Наприклад, сіль $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ називається натрій

тетрагідроксоцинкат, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ – натрій тетрагідроксостанат(II), $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ – натрій гексагідроксостанат(IV), $\text{Na}[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ – натрій дигідроксокупрат(I).

8.4. Визначення формул солей за їхніми назвами

Тепер давайте спробуємо відновити формулу солі за її назвою.

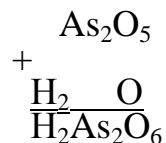
Сіль **алюміній дигідроксид нітрат**. Алюміній дигідроксид – це основний залишок алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$ (найбільш стійкою для Al є $V = 3$). $\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерний гідроксид, але при утворенні цієї солі відігравав роль основи. Префікс ди- означає, що залишок містить дві гідроксогрупи. Він є однозарядним, оскільки з трьох гідроксогруп при утворенні залишку відщепилася лише одна. Нітрат – це єдиний можливий кислотний залишок одноосновної нітратної кислоти $\text{H}[\text{NO}_3]$. Залишок має заряд (-). Формула солі $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Сіль **купрум(II) гідрогенсульфат**. Сульфат – це кислотний залишок сульфатної кислоти H_2SO_4 . Префікс гідроген- означає, що кислотний залишок є кислим і містить один атом Гідрогену. При утворенні кислотного залишку від молекули кислоти відщепився один атом Гідрогену, тому залишок має заряд (-). Формула солі $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$.

Сіль **кальцій фосфат**. Кальцій – елемент II А групи, а всі елементи цієї групи мають єдину можливу $V = 2$ і заряд (2+) у сполуках. Фосфат – це кислотний залишок фосфатної кислоти. Фосфор може утворити як мета-, так і ортокислоту, але більш характерна для нього ортокислота (підрозділ 2.2). Оскільки перед назвою кислотного залишку відсутній префікс, йдеться про середній залишок ортокислоти. Суфікс «-ат) указує на те, що валентність Фосфору дорівнює номеру групи в Періодичній системі (V). Йдеться про середній кислотний залишок кислоти H_3PO_4 , який має заряд (3+). Формула солі $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

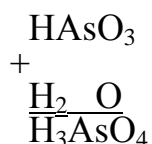
Сіль **барій дигідрогенарсенат**. Барій – елемент II А групи, а всі елементи цієї групи мають єдину можливу $V = 2$ і заряд (2+) у сполуках. Арсенат – це кислотний залишок арсенатної кислоти. Суфікс «-ат) указує на те, що валентність Арсену дорівнює номеру групи в Періодичній системі

(V). Якщо формула кислоти невідома, то за валентністю елементу, що утворює кислоту, треба скласти формулу оксиду й додати до неї необхідну кількість молекул води. Уданому випадку формула оксиду As_2O_5 . Додаємо одну молекулу води



Скорочуємо індекси на 2. Формула мета кислоти – HAsO_3 .

Префікс дигідроген- означає, що кислотний залишок є кислим і містить два атоми Гідрогену. Це можливо тільки для залишку ортоарсенатної кислоти



При утворенні кислотного залишку від молекули кислоти відщепився один атом Гідрогену, тому залишок має заряд (2-). Формула солі $\text{Ba}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$.

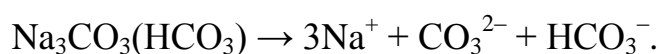
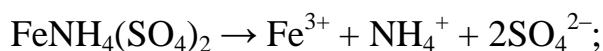
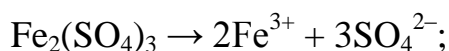
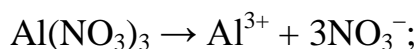
Сіль **хром(III) гідроксид хлорид**. Хром(III) гідроксид – це основний залишок амфотерного гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$, який при утворенні цієї солі відігравав роль основи. Оскільки перед словом «гідроксид» немає множинного префікса, це означає, що залишок містить одну гідроксогрупу. Заряд залишку (2+), оскільки при його утворенні відщепився один гідроксид іон з трьох. Хлорид – це єдиний можливий кислотний залишок одноосновної хлоридної (соляної) кислоти HCl , який має валентність заряд (-). Формула солі CrOHCl_2 .

Завдання 8.2. Визначити формули таких солей: ферум(III) гідроксид хлорид, кальцій гідрогенкарбонат, натрій дигідрогенфосфат, алюміній гідроксид сульфат, калій перманганат, ферум(II) гідроксид хлорат, талій(III) селенат, калій гідрогенсульфіт.

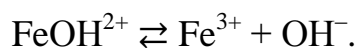
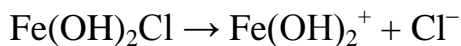
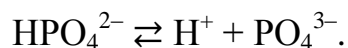
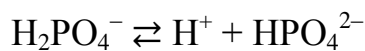
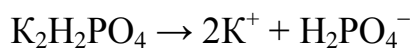
8.5. Електролітична дисоціація солей

З точки зору теорії електролітичної дисоціації солі – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони залишків основ та аніони кислотних залишків.

Середні розчинні солі за винятком слабких (підрозділ 3.4) дисоціюють необоротно в одну стадію. Наприклад,



Кислі й основні розчинні солі дисоціюють необоротно на катіони залишків основ та аніони кислотних залишків, а далі може відбуватися ступінчаста оборотна дисоціація кислого або основного іона. Наприклад,



8.6. Загальні хімічні властивості солей

Хімічні властивості солей виявляються головним чином у водних розчинах, тому доцільно спочатку розглянути взаємодію солей з водою, яку називають **гідролізом**.

1. Гідроліз солей (взаємодія з водою).

Суфікс **-ліз** доволі часто зустрічається в хімічних термінах й означає розкладання речовини під якоюсь дією. **Гідроліз** – це розкладання речовини

ни під дією води, електроліз – розкладання речовини під дією електричного струму.

Для розуміння сутності гідролізу необхідно повторити, як визначається сила кислот (табл. 3.1, підрозділи 6.3 і 6.4.3) та гідроксидів (підрозділ 3.3, табл. 3.2).

Гідролізу піддаються тільки **розчинні** солі. Кожну сіль можна розглядати як результат реакції нейтралізації, тобто як утворену певною основою (або амфотерним гідроксидом у ролі основи) і певною кислотою (або амфотерним гідроксидом у ролі кислоти). Ми також уже знаємо, що солі є електролітами, які в розчині піддаються електролітичній дисоціації на катіони залишків основ та аніони кислотних залишків.

Молекула води H_2O , яка бере безпосередню участь у реакції, складається зі зв'язаних іонів H^+ і OH^- ($H-OH$). Залишки слабких основ віднімають від води й приєднують до себе іони OH^- , і при цьому вивільняються іони H^+ , а залишки слабких кислот – іони H^+ , і при цьому вивільняються іони OH^- . Таким чином, у результаті гідролізу змінюється середовище в розчині солі. У присутності в розчині солі вільних іонів H^+ середовище є кислим, а в присутності вільних іонів OH^- – лужним.

Гідроліз – це **оборотна** реакція, тобто реакція, яка відбувається водночас у двох протилежних напрямках. Якщо абсолютна величина заряду йона є більшою за одиницю, **гідроліз відбувається ступінчасто**, тобто на кожній стадії з одним іоном взаємодіє лише одна молекула води. Кількість стадій гідролізу дорівнює абсолютній величині заряду йона, що гідролізується. **Ступінчастий гідроліз відбувається переважно за першою стадією.**

За відношенням до гідролізу можна виділити чотири типи солей.

1. Сіль, утворена **сильною основою й сильною кислотою**. Такі солі гідролізу **не піддаються**. Середовище в розчині солі є нейтральним (немає ні вільних іонів H^+ , ані вільних іонів OH^-).

2. Сіль, утворена **сильною основою й слабкою кислотою**. У розчинах цих солей гідролізу піддається кислотний залишок (відбувається **гідроліз за аніоном**). Середовище в розчині солі є лужним (утворюється надлишок іонів OH^-).

3. Сіль, утворена **слабкою основою й сильною кислотою**. У розчинах цих солей гідролізу піддається залишок основи (відбувається **гідроліз за катіоном**). Середовище в розчині солі є кислим (утворюється надлишок іонів H^+).

4. Сіль, утворена **слабкою основою й слабкою кислотою**. У розчинах цих солей гідролізу піддаються як залишок основи, так і кислотний залишок (**гідроліз відбувається одночасно за катіоном і за аніоном**). Середовище в розчині солі може бути нейтральним, слабо лужним або слабо кислим. Якщо катіон і аніон солі є однозарядними, гідроліз відбувається оборотно. Двозарядний катіон зазвичай гідролізується частково. Якщо сіль четвертого типу утворена **трикислотою** основою й **леткою слабкою або нерозчинною** кислотою, гідроліз відбувається необоротно, до кінця й в одну стадію. До летких слабких кислот (таких, що в результаті реакції виділяються у вигляді газу) відносяться H_2CO_3 , H_2SO_3 (обидві в момент утворення розкладаються на газоподібний ангідрид і воду), H_2S , H_2Se , H_2Te .

Розглядати гідроліз солі доцільно за таким алгоритмом.

Алгоритм складання рівнянь реакцій гідролізу солей

1. Визначити, чи є сіль розчинною. Якщо сіль нерозчинна, гідроліз не відбувається. Якщо сіль розчинна, перейти до п. 2.
2. Записати рівняння електролітичної дисоціації солі.
3. За зарядом катіона визначити формулу основи, а за зарядом аніона – формулу кислоти.
4. Використовуючи таблиці 3.1 і 3.2, визначити силу кислоти та основи та зробити висновок про тип солі за її відношенням до гідролізу.
5. Якщо розглядається сіль першого типу, зробити висновок про відсутність гідролізу й нейтральне середовище в розчині. Якщо розглядається сіль другого або третього типу, перейти до п. 6, якщо четвертого типу – до п. 11.
6. Визначити кількість стадій гідролізу відповідного іона.
7. Скласти скорочене іонно-молекулярне рівняння, яке відбиває сутність процесу, для першої стадії гідролізу й визначити середовище в розчині солі.
8. У ліву й праву частину скороченого іонно-молекулярного рівняння дописати іони, що не гідролізуються, в такій кількості, щоб нейтралізувати заряд іона, що гідролізується, й перевірити рівність кількості плюсів і мінусів у правій частині рівняння (якщо рівність відсутня, перевірити правильність величин зарядів усіх іонів у рівнянні).
9. Скласти молекулярне рівняння реакції, визначаючи формули речовин за зарядами катіонів та аніонів.
10. Якщо гідроліз ступінчастий, повторити пункти 7 – 9 для кожної наступної стадії гідролізу, маючи на увазі, що на другій стадії гідролізується продукт першої стадії гідролізу, на третій стадії – продукт другої стадії гідролізу і т.д.
11. Якщо катіон та аніон солі четвертого типу є однозарядними, гідроліз відбувається оборотно в одну стадію. Солі, утворені трикислотою основою й легкою слабкою або нерозчинною кислотою, гідроліз яких проходить не оборотно, **одержати у водному розчині неможливо** (виняток – сіль Fe_2S_3 є нерозчинною, гідролізу не піддається й може бути отримана у водному розчині). **У таблиці розчинності проти солей, що необоротно розкладаються водою й не можуть бути отримані у водному розчині, стоїть прочерк.**

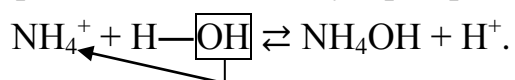
Розглянемо приклади.

Гідроліз $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

1. Сіль розчинна (додаток 2), тому має сенс розглядати її гідроліз.
2. Рівняння електролітичної дисоціації
$$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-.$$
3. За зарядами катіона й аніона визначаємо формули основи й кислоти. Це $\text{Ba}(\text{OH})_2$ та HNO_3 .
4. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – сильна основа (табл. 3.2), а HNO_3 – сильна кислота (табл. 3.1).
5. Сіль утворена сильною основою й сильною кислотою, гідролізу не піддається. Середовище в розчині солі є нейтральним.

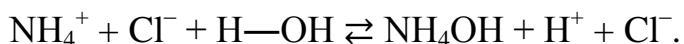
Гідроліз NH_4Cl

1. Сіль розчинна, тому має сенс розглядати її гідроліз.
2. Рівняння електролітичної дисоціації
$$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-.$$
3. За зарядами катіона й аніона визначаємо формули основи й кислоти. Це NH_4OH та HCl .
4. NH_4OH – слабка основа (підрозділ 3.3), HCl – сильна кислота (табл. 3.1).
5. Сіль утворена слабкою основою й сильною кислотою, відбувається гідроліз за катіоном.
6. Катіон однозарядний, тому гідроліз відбувається в одну стадію.
7. Скорочене іонно-молекулярне рівняння



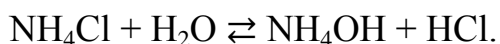
Стрілкою показано, що катіон NH_4^+ приєднує з води іони OH^- . При цьому утворюється надлишок іонів H^+ , тому середовище в розчині солі є кислим.

8. У ліву й праву частину скороченого іонно-молекулярного рівняння дописуємо іони, що не гідролізуються, тобто іони Cl^-



Кількість плюсів і мінусів у правій частині рівняння є однаковою, рівняння складено правильно.

9. Складаємо молекулярне рівняння реакції гідролізу



Гідроліз FeCl₃

1. Сіль розчинна, тому має сенс розглядати її гідроліз.

2. Рівняння електролітичної дисоціації



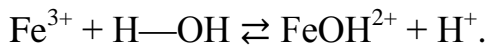
3. Катіону відповідає основа Fe(OH)₃, а аніону – кислота HCl.

4. Fe(OH)₃ – це слабка основа (табл. 3.2), HCl – сильна кислота (табл. 3.1).

5. Сіль утворена слабкою основою й сильною кислотою, відбувається гідроліз за катіоном.

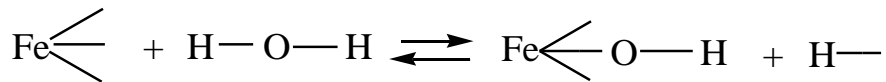
6. Катіон Fe³⁺ є тризарядним, тому гідроліз проходить ступінчасто, в три стадії.

7. Скорочене іонно-молекулярне рівняння I стадії

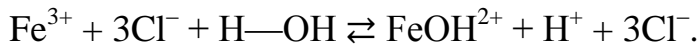


Утворюється надлишок іонів H⁺, тому середовище в розчині солі є кислим.

Сутність процесу можна також пояснити за допомогою графічних зображень, які показують, як при гідролізі середній залишок основи поступово приєднує з води гідроксогрупи. На першій стадії це відбувається так:

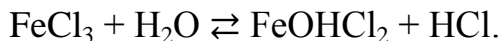


8. У ліву й праву частину скороченого іонно-молекулярного рівняння дописуємо йони, що не гідролізуються, тобто 3Cl⁻.

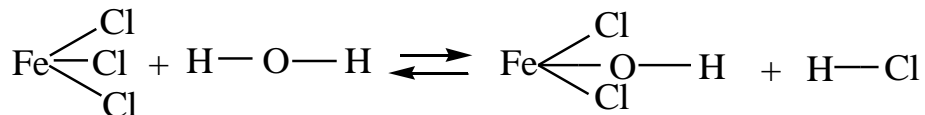


Кількість плюсів і мінусів у правій частині рівняння є однаковою (3 й 3), рівняння складено правильно.

9. Складаємо молекулярне рівняння реакції 1 стадії гідролізу. У правій частині рівняння двозарядний іон FeOH²⁺ приєднує 2 йони Cl⁻

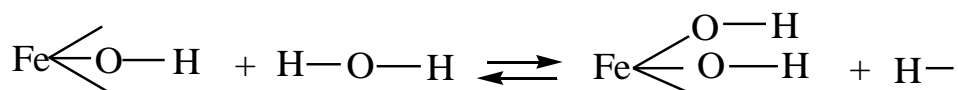
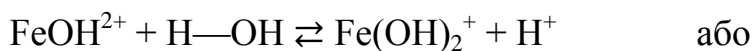


Покажемо це за допомогою графічних зображень



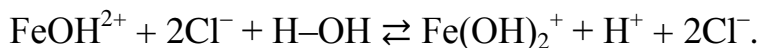
В правій частині рівняння по вільних зв'язках приєднуються одновалентні кислотні залишки Cl⁻. У результаті I стадії гідролізу утворилася основна сіль ферум(III) гідроксид хлорид.

7'. На другій стадії гідролізу йон FeOH^{2+} , що утворився на першій стадії, приєднує з води ще одну гідроксогрупу. Скорочене йонно-молекулярне рівняння II стадії

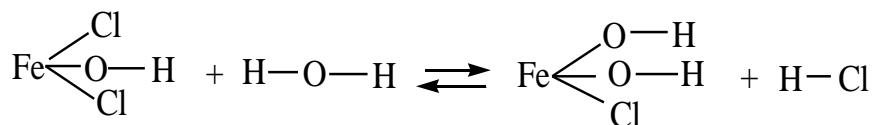


Кількість плюсів і мінусів у правій частині рівняння є однаковою, рівняння складено правильно.

8'. У ліву й праву частину скороченого йонно-молекулярного рівняння дописуємо іони, що не гідролізуються, цього разу це 2Cl^- , оскільки вихідний катіон має заряд (2+),

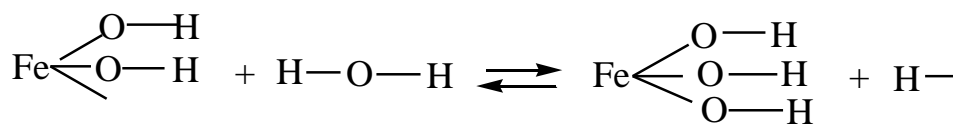
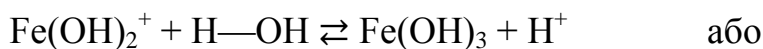


9'. Складаємо молекулярне рівняння II стадії реакції гідролізу. У правій частині рівняння однозарядний йон Fe(OH)_2^+ приєднує 1 йон Cl^-



У результаті II стадії гідролізу утворилася основна сіль ферум(III) дигідроксид хлорид.

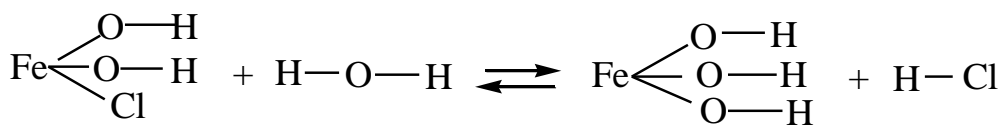
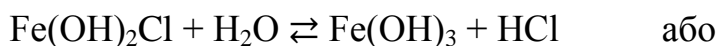
7''. На третій стадії гідролізу йон Fe(OH)_2^+ , що утворився на другій стадії, приєднує з води ще одну гідроксогрупу. Скорочене йонно-молекулярне рівняння III стадії



8''. У ліву й праву частину скороченого йонно-молекулярного рівняння дописуємо йони, що не гідролізуються, цього разу це один йон Cl^- , оскільки вихідний катіон має заряд (+),



9''. Складаємо молекулярне рівняння III стадії реакції гідролізу. У правій частині рівняння Fe(OH)_3 не має заряду, йон Cl^- приєднується до йона H^+



Сумарне рівняння гідролізу писати не можна, тому що гідроліз відбувається переважно за першою стадією, невеликою мірою за другою й дуже незначною мірою за третьою стадією. Ступінь гідролізу підвищується при розведенні розчину або при нагріванні.

Гідроліз Na_2CO_3

1. Сіль розчинна, тому має сенс розглядати її гідроліз.

2. Рівняння електролітичної дисоціації



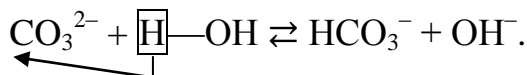
3. Катіону відповідає основа NaOH , а аніону – кислота H_2CO_3 .

4. NaOH – це сильна основа (табл. 3.2), H_2CO_3 – слабка кислота (табл. 3.1).

5. Сіль утворена сильною основою й слабкою кислотою, гідроліз відбувається за аніоном.

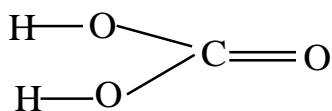
6. Аніон CO_3^{2-} є двозарядним, тому гідроліз проходить ступінчасто, в дві стадії.

7. Скорочене іонно-молекулярне рівняння I стадії

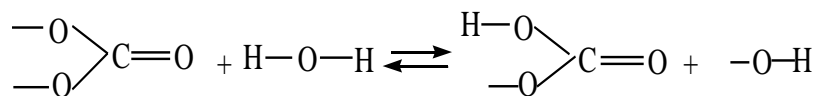


Утворюється надлишок іонів OH^- , тому середовище в розчині солі є лужним.

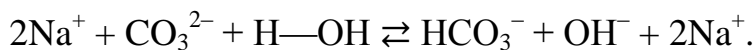
Розглянемо першу стадію гідролізу за допомогою графічних зображень. Для того, щоб отримати кислотний залишок, зобразимо графічно молекулу кислоти



На I стадії гідролізу середній кислотний залишок приєднує один атом Гідрогену

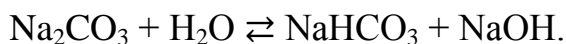


8. У ліву й праву частину скороченого іонно-молекулярного рівняння дописуємо іони, що не гідролізуються, тобто 2Na^+

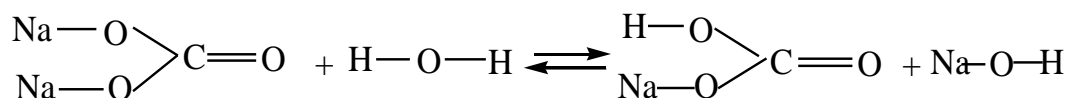


Кількість плюсів і мінусів у правій частині рівняння є однаковою, рівняння складено правильно.

9. Складаємо молекулярне рівняння I стадії реакції гідролізу. У правій частині рівняння однозарядний іон HCO_3^- приєднує один іон Na^+

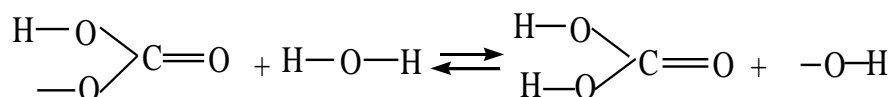
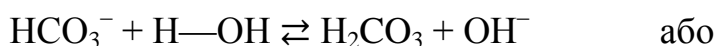


Графічне зображення рівняння I стадії гідролізу



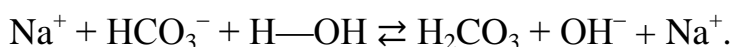
На першій стадії гідролізу утворилася кисла сіль натрій гідрогенкарбонат.

7'. На другій стадії гідролізу іон HCO_3^- , що утворився на першій стадії, приєднує з води ще один гідроген іон. Скорочене іонно-молекулярне рівняння II стадії



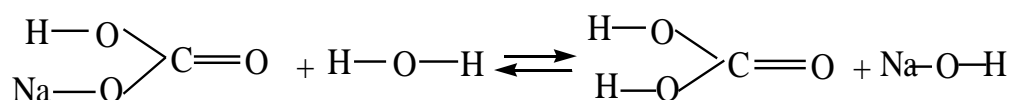
У результаті гідролізу утворюється карбонатна кислота. Оскільки гідроліз йде переважно за першою стадією, і карбонатної кислоти утвориться мізерно мало, вона не розкладається на газоподібний ангідрид і воду.

8'. У ліву й праву частину скороченого іонно-молекулярного рівняння дописуємо іони, що не гідролізуються, цього разу це один Na^+ , оскільки вихідний аніон має заряд (-),



Кількість плюсів і мінусів у правій частині рівняння є однаковою, рівняння складено правильно.

9'. Складаємо молекулярне рівняння II стадії реакції гідролізу. У правій частині рівняння H_2CO_3 не має заряду, іон Na^+ приєднується до іона OH^-



Сумарне рівняння гідролізу записувати не можна.

Гідроліз NH_4NO_2

1. Сіль розчинна, тому має сенс розглядати її гідроліз.

2. Рівняння електролітичної дисоціації

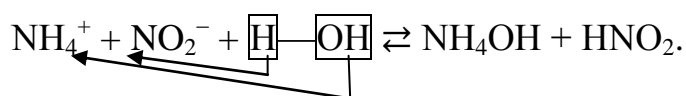


3. Катіону відповідає основа NH_4OH , а аніону – кислота HNO_2 .

4. NH_4OH – слабка основа (підрозділ 3.3), HNO_2 – слабка кислота (табл. 3.1).

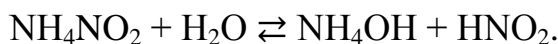
5. Сіль утворена слабкою основою й слабкою кислотою, гідроліз відбувається одночасно за катіоном і за аніоном.

11. Катіон та аніон є однозарядними, гідроліз є оборотним і відбувається в одну стадію



Повного іонно-молекулярного рівняння немає.

Складаємо молекулярне рівняння



Гідроліз $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.

1. У таблиці розчинності проти цієї солі стоїть прочерк. Це означає, що вона необоротно розкладається водою й не може бути отримана у водному розчині. Розглянемо, як відбувається гідроліз цієї солі.

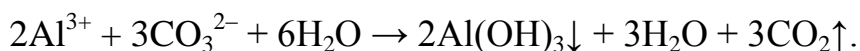
2. Сіль складається з іонів Al^{3+} та CO_3^{2-} .

3. Катіону відповідає основа $\text{Al}(\text{OH})_3$, а аніону – кислота H_2CO_3 .

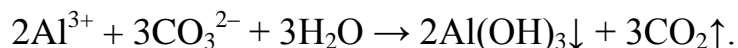
4. $\text{Al}(\text{OH})_3$ – це амфотерний гідроксид у ролі основи, є слабким (табл. 3.2), H_2CO_3 – слабка кислота (табл. 3.1).

5. Сіль утворена слабкою основою й слабкою кислотою, гідроліз відбувається одночасно за катіоном і за аніоном.

11. $\text{Al}(\text{OH})_3$ – трикислотна основа, H_2CO_3 – летка кислота, гідроліз проходить необоротно, до кінця й в одну стадію. Кінцевий продукт гідролізу катіона Al^{3+} – гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Кінцевий продукт гідролізу аніона CO_3^{2-} – кислота H_2CO_3 . При необоротному гідролізі утворюється значна кількість карбонатної кислоти, тому вона розкладається на леткий (газоподібний) ангідрид і воду (підрозділ 6.6). Скорочене іонно-молекулярне рівняння гідролізу

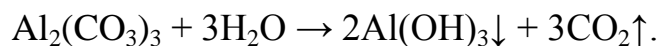


Оскільки H_2O присутня в обох частинах рівняння, необхідно навести подібні члени рівняння.



Повного іонно-молекулярного рівняння немає.

Складаємо молекулярне рівняння



Аналогічно гідролізуються солі $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_3)_3$ та інші карбонати і сульфїти, утворені трикислотними основами.

Гідроліз Al_2S_3

1. У таблиці розчинності проти цієї солі стоїть прочерк. Це означає, що вона необоротно розкладається водою й не може бути отримана у водному розчині. Розглянемо, як відбувається гідроліз цієї солі.

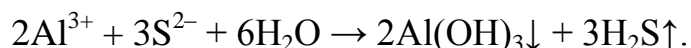
2. Сіль складається з іонів Al^{3+} та S^{2-} .

3. Катіону відповідає основа $\text{Al}(\text{OH})_3$, а аніону – кислота H_2S .

4. $\text{Al}(\text{OH})_3$ – це амфотерний гідроксид у ролі основи, є слабким (табл. 3.2), H_2S – слабка кислота (табл. 3.1).

5. Сіль утворена слабкою основою й слабкою кислотою, гідроліз відбувається одночасно за катіоном і за аніоном.

11. $\text{Al}(\text{OH})_3$ – трикислотна основа, H_2S – летка кислота, гідроліз проходить необоротно, до кінця й в одну стадію. Кінцевий продукт гідролізу катіона Al^{3+} – гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$. Кінцевий продукт гідролізу аніона S^{2-} – кислота H_2S . Скорочене іонно-молекулярне рівняння гідролізу



Повного іонно-молекулярного рівняння немає.

Складаємо молекулярне рівняння

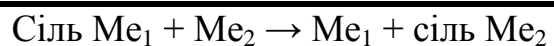


Аналогічно гідролізується сіль Cr_2S_3 . Її, як і Al_2S_3 , одержати у водному розчині неможливо.

2. Взаємодія солей з металами

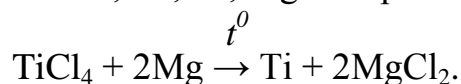
Солі можуть реагувати з металами як у безводному середовищі при нагріванні (у такий спосіб добувають багато металів, і цей спосіб їхнього

добування називається **металотермія**), так і у водних розчинах. В обох випадках реакція відбувається за схемою



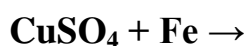
Слід зазначити, що в безводному середовищі з металами реагують тільки солі безоксигенових кислот (хлоридної, флуоридної), а у водних розчинах – солі як безоксигенових, так і оксигеновмісних кислот.

Умова перебігу реакцій у безводному середовищі: Me_2 повинний бути активнішим за Me_1 . Орієнтовно порівняти активність металів можна, виходячи з їхнього взаємного розташування в Періодичній системі. Хімічна активність металів у безводному середовищі в періодах зліва направо зменшується, а в групах зверху вниз зростає (рис. 1.2). Активність металів головних підгруп є вищою за активність металів побічних підгруп. Але однозначний висновок про можливість перебігу реакції при тій чи іншій температурі може дати тільки термодинамічний розрахунок. Як Me_2 при металотермічному способі добування металів використовують найбільш активні метали – Na, Ca, Al, Mg. Наприклад,



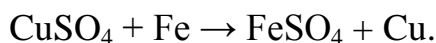
Умова перебігу реакцій у водних розчинах також вимагає більшої активності Me_2 у порівнянні з Me_1 . Однак, крім того, сіль Me_1 і сіль Me_2 мають бути розчинними у воді. Якщо сіль Me_2 буде нерозчинною, то вона буде осаджуватися на поверхні металу, пасивуючи його.

Хімічна активність металів у водних розчинах характеризується величинами електродних потенціалів (додаток 2). Щоб Me_2 був активнішим за Me_1 , $E^0_{\text{Me}_2^{n+}/\text{Me}_2}$ повинний мати менше значення, ніж $E^0_{\text{Me}_1^{m+}/\text{Me}_1}$. Наприклад,



Me_1 – мідь, що входить до складу CuSO_4 , Me_2 – залізо. У реакціях із солями Ферум виявляє валентність $V = 2$. У додатку 2 знаходимо, що $E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$, а $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ В}$. Потенціал заліза є меншим за

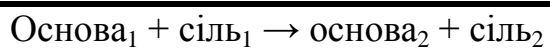
потенціал міді, тому залізо у водних розчинах є активнішим за мідь. Солі CuSO_4 і FeSO_4 розчинні. Умова перебігу дотримується, реакція відбувається. Рівняння реакції



Слід, однак, додати, що лужні та лужноземельні метали в реакції з розчинами солей не вступають, оскільки здатні реагувати з водою (наприклад, $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$).

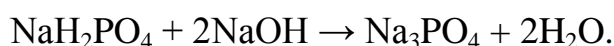
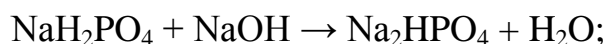
3. Взаємодія солей з основами

У підрозділі 5.3 розглядалася така схема реакції:



Однак, розглядаючи приклади реакцій, що відбуваються за цією схемою, ми ще не вивчали кислі й основні солі. Тепер до цієї схеми можна зробити доповнення.

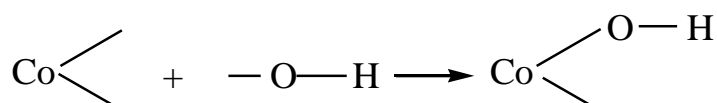
Доповнення 1. Кислі солі взаємодіють з основами, як кислоти: у залежності від того, скільки атомів Гідрогену містить аніон кислоти, і від того, яким є співвідношення кількостей речовин основи й солі, відбувається повна або неповна нейтралізація аніонів солі. Наприклад,



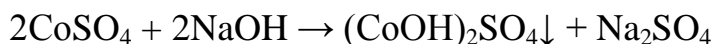
Доповнення 2. Середні солі багатокислотних основ можуть взаємодіяти з основами ступінчасто з утворенням на проміжних стадіях основних солей. Якщо ці солі є розчинними, то їхнє утворення побачити візуально ми не можемо, але в деяких випадках ці солі є нерозчинними й мають інший колір у порівнянні з гідроксидом металу. Наприклад,



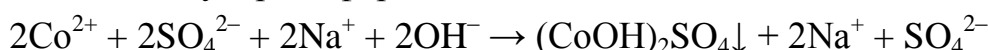
На першій стадії двохвалентний залишок Co (II) приєднує тільки одну гідроксогрупу з утворенням однозарядного основного залишку CoOH^+



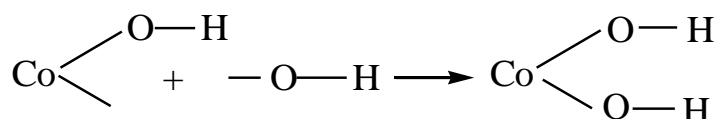
Складаючи формули продуктів реакції, насамперед складаємо формулу основної солі. Зробити це дуже просто, тому що заряди залишків відомі. Отримуємо формулу $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$. У результаті приєднання гідроксогрупи до йона Co^{2+} вивільняється йон Na^+ . Зверніть увагу – саме йон, а не проста речовина натрій. Залишки основи, які вивільнилися, тобто Na^+ , з'єднуються з “зайвим” кислотним залишком SO_4^{2-} . Випадає осад синього кольору, тому його утворення легко побачити. Рівняння реакції



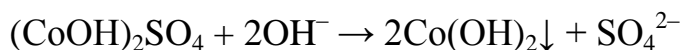
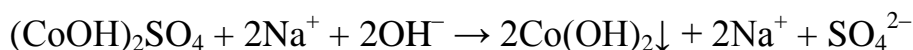
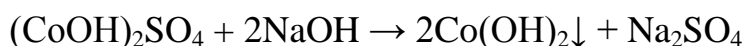
або в іонно-молекулярній формі



На другій стадії основний залишок основи приєднує ще одну гідроксогрупу з утворенням основи рожевого кольору

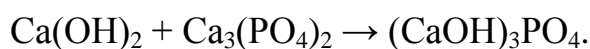


Рівняння реакції



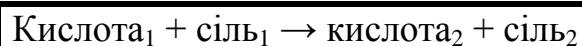
При додаванні розчину NaOH до розчину CoSO_4 спочатку випадає синій осад, який потім поступово стає рожевим.

Ще один приклад:



4. Взаємодія солей з кислотами

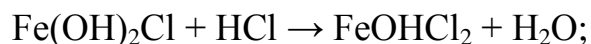
У підрозділі 6.6 розглядалася така схема реакції:



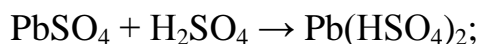
Однак і в цьому випадку можливі реакції розглядалися без урахування існування кислих і основних солей. Отже, потрібні доповнення.

Доповнення 1. Основні солі взаємодіють з кислотами, як основи: у залежності від того, скільки гідроксогруп містить залишок основи, і від то-

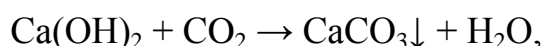
го, яким є співвідношення кількостей речовин кислоти й солі, відбувається повна або неповна нейтралізація гідроксогруп гідроген іонами. Наприклад,



Доповнення 2. Середні солі багатоосновних кислот можуть взаємодіяти з кислотами з утворенням кислих солей. Наприклад,



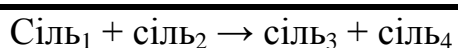
Що стосується останньої реакції, то під час пропускання вуглекислого газу (карбон діоксиду) через розчин кальцій гідроксиду спочатку випадає білий осад за реакцією



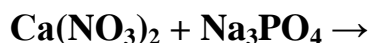
а при подальшому пропусканні карбон діоксиду осад розчиняється з утворенням розчинної кислої солі.

5. Взаємодія солей із солями

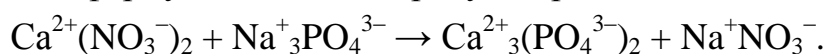
Реакції між солями проходять головним чином у водних розчинах. У багатьох випадках реакція відбувається у відповідності зі схемою



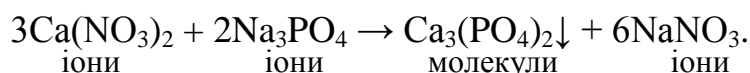
і є реакцією обміну. У водному розчині реакція за такою схемою можлива тільки тоді, коли сіль₃ та/або сіль₄ є нерозчинними. У тому випадку, коли сіль₃ і сіль₄ є розчинними й здатними до гідролізу (особливо до необоротного гідролізу) реакція між двома солями в розчині буде ускладнюватися гідролізом продуктів реакції, і тоді рівняння реакції не буде відповідати схемі. Отже, розглядаючи реакції між солями у водних розчинах, треба мати під рукою таблицю розчинності солей (додаток 1). Розглянемо приклади.



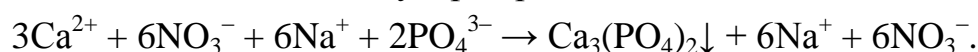
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ та Na_3PO_4 – солі. Реакція відбувається у водному розчині. Солі є електролітами. Отже, реакція може бути реакцією іонного обміну. Спочатку складаємо формули можливих продуктів реакції за загальною схемою



У таблиці розчинності знаходимо, що $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – нерозчинна сіль, а сіль NaNO_3 є розчинною. Сіль NaNO_3 утворена сильною основою й сильною кислотою, тобто, гідролізу не піддається. Реакція відбувається за схемою реакції обміну. Коефіцієнти в рівнянні реакції визначаються за формулою найбільш складної з речовин, що беруть участь у реакції, тобто $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Для застосування універсальної умови проходження реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Na_3PO_4 та NaNO_3 – розчинні солі, які належать до сильних електролітів, записуються у вигляді іонів. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ записується у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.

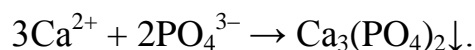


Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння

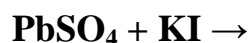


З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити 6Na^+ та 6NO_3^- .

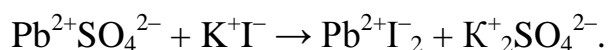
Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



Зв'язування іонів відбувається тільки в одному напрямку (прямому), тому реакція відбувається й є необоротною.

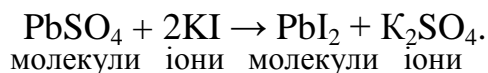


PbSO_4 та KI – солі. Реакція відбувається у водному розчині. Солі є електролітами. Отже, реакція може бути реакцією іонного обміну. Спочатку складаємо формули можливих продуктів реакції за загальною схемою

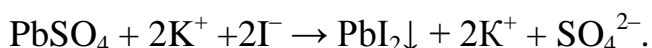


У таблиці розчинності знаходимо, що PbI_2 – нерозчинна сіль, а сіль K_2SO_4 є розчинною. Вона утворена сильною основою й сильною кислотою, тобто, гідролізу не піддається. Реакція відбувається за схемою реакції обміну. Розставимо коефіцієнти в рівнянні реакції (2 перед KI). Для застосування

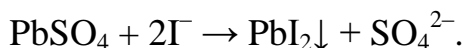
універсальної умови перебігу реакцій іонного обміну запишемо рівняння реакції в іонно-молекулярній формі. KI та K_2SO_4 – розчинні солі, які належать до сильних електролітів, записуються у вигляді іонів. $PbSO_4$ та PbI_2 – нерозчинні солі, записуються у вигляді молекул. Підпишемо під формулами речовин, який вигляд вони матимуть в іонно-молекулярному рівнянні.



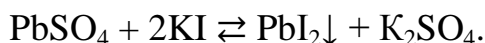
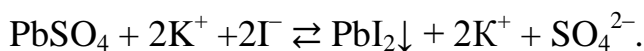
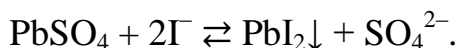
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння



З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити $2K^+$. Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння

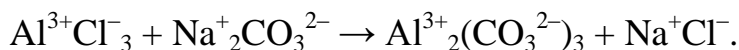


Зв'язування іонів відбувається водночас у двох протилежних напрямках (утворення PbI_2 та $PbSO_4$), тому реакція відбувається, але є оборотною, і це слід показати в рівняннях реакції за допомогою знаку оборотності

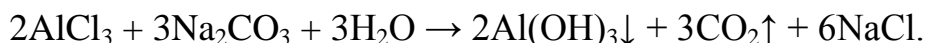


$AlCl_3$ та Na_2CO_3 – солі. Реакція відбувається у водному розчині.

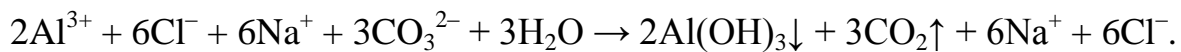
Складаємо формули продуктів реакції за загальною схемою



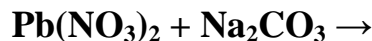
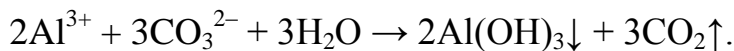
$NaCl$ – розчинна сіль, утворена сильною основою й сильною кислотою, гідролізу не піддається. А от $Al_2(CO_3)_3$ – сіль, утворена слабкою трикислотою основою й слабкою легкою кислотою. Як ми вже знаємо, такі солі в розчині гідролізуються повністю й необоротно (у таблиці розчинності проти $Al_2(CO_3)_3$ стоїть прочерк). Продуктами гідролізу алюміній карбонату, як ми вже з'ясували раніше, є $Al(OH)_3$ та CO_2 , причому вода бере безпосередню участь у реакції між двома солями. Рівняння реакції



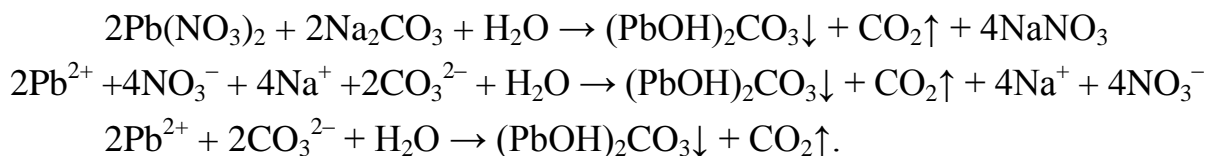
Складаємо повне іонно-молекулярне рівняння. $AlCl_3$ та Na_2CO_3 – розчинні солі, записуються у вигляді йонів.



З іонно-молекулярного рівняння можна вилучити 6Na^+ та 6Cl^- . Отримаємо скорочене іонно-молекулярне рівняння



При взаємодії солей, утворених слабкими двокислотними основами, з карбонатами та сульфітами кислотний залишок (карбонат або сульфід) гідролізується повністю, а залишок двокислотної основи – частково. У результаті реакції утворюються нерозчинна основна сіль і леткий ангідрид відповідної кислоти. Наприклад,



6. Розкладання солей.

Багато солей піддаються термічному розкладанню, однак, загальної для всіх солей схеми розкладання немає. Тому вивчати розкладання солей доцільно під час вивчення хімії елементів.

6а. Розкладання солей, утворених кислотами-“неокисниками”.

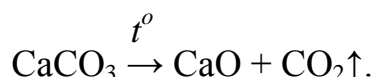
Такі солі розкладаються за дисоціативним механізмом. Наприклад,



Крім того, нерозчинні карбонати металів при нагріванні розкладаються за схемою



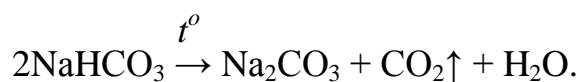
Наприклад,



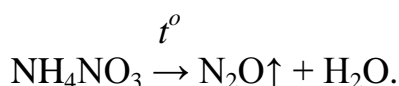
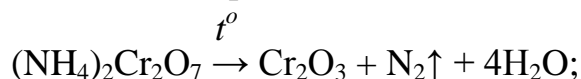
Гідрокарбонати металів розкладаються за схемою



Наприклад,

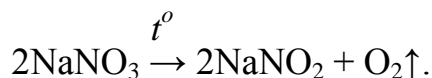


6б. Розкладання солей, утворених кислотами-“окисниками”. Такі реакції є окисно-відновними. Наприклад,



Особливим випадком є термічне розкладання **нітратів**.

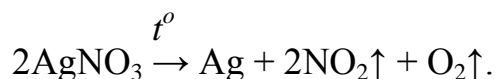
Нітрати лужних металів розкладаються з утворенням нітритів та виділенням кисню. Наприклад,



Нітрати більшості металів розкладаються з утворенням оксидів металів та виділенням кисню. Наприклад,

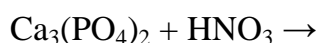
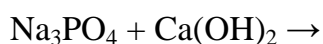
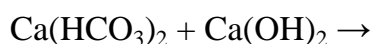
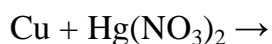
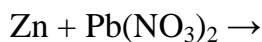


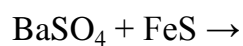
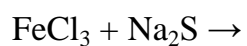
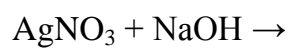
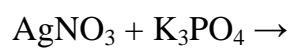
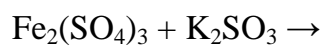
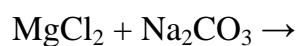
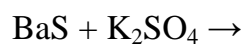
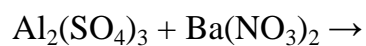
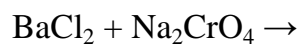
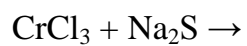
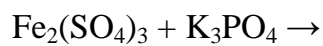
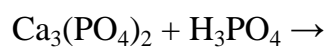
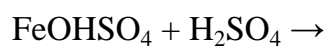
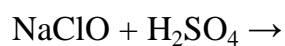
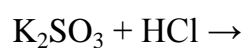
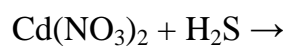
Якщо оксид металу є нестійким, то замість нього утворюється метал:



Завдання 8.3. Скласти рівняння гідролізу (в іонно-молекулярній та молекулярній формі) таких солей: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, KNO_2 , Cr_2S_3 , ZnCl_2 , Cs_2SO_4 , Na_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$, Na_2SO_3 . Визначити середовище в розчинах цих солей.

Завдання 8.4. Скласти рівняння можливих у водних розчинах реакцій





ЗМІСТ

	Стор.
6. КИСЛОТИ	3
6.1. Кислотні залишки	3
6.2. Класифікація кислот	4
6.3. Безоксигенові кислоти	4
6.4. Оксигеновмісні кислоти	6
6.4.1. Номенклатура оксигеновмісних кислот	6
6.4.2. Кислотні залишки оксигеновмісних кислот	15
6.4.3. Сила оксигеновмісних кислот	17
6.5. Електролітична дисоціація кислот	18
6.6. Загальні хімічні властивості кислот	20
6.7. Визначення формул ангідридів оксигеновмісних кислот	36
7. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ	38
7.1. Електролітична дисоціація амфотерних гідроксидів	38
7.2. Загальні хімічні властивості амфотерних гідроксидів	39
7.2.1. Взаємодія амфотерних гідроксидів з основами в безводному середовищі при нагріванні	40
7.2.2. Взаємодія амфотерних гідроксидів з лугами у водних розчинах	42
8. СОЛІ	43
8.1. Утворення солей різного характеру в результаті реакцій нейтралізації	44
8.2. Подвійні та змішані солі	49
8.3. Координаційні солі	50
8.4. Визначення формул солей за їхніми назвами	51
8.5. Електролітична дисоціація солей	53
8.6. Загальні хімічні властивості солей	53

Навчальне видання

Никифорова Ніна Анатоліївна

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ: АЛГОРИТМИ ТА ПРИКЛАДИ
Частина 2

Навчальний посібник

Тем. план 2018, поз. 15

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 №142.

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

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ