

**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

***В.А. Копілевич, Т.І. Ущанівська, Л.М. Абарбарчук,
В.В. Чоботар***

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ
«НЕОРГАНІЧНА І АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ»
ЧАСТИНА 1 (неорганічна хімія)***

Для студентів спеціальності «Екологія»



КИЇВ 2025

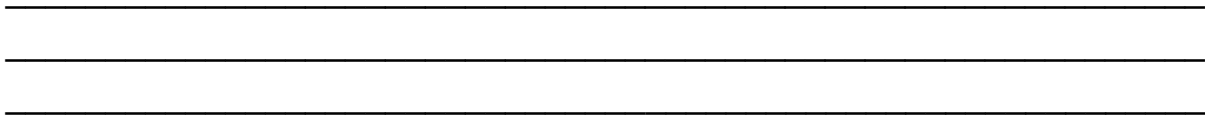
**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

***В.А. Копілевич, Т.І. Ущанівська, Л.М. Абарбарчук,
В.В. Чоботар***

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ
«НЕОРГАНІЧНА І АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ»
ЧАСТИНА 1 (неорганічна хімія)***

Для студентів спеціальності «Екологія»



КИЇВ 2025

УДК 546 (07)

Висвітлено найважливіші питання курсу неорганічної і аналітичної хімії, що мають практичне значення, з урахуванням проблемних навчальних ситуацій для активізації навчального процесу та загострення уваги студентів до актуальних питань біотехнології та екології.

Рекомендовано вченою радою агробіологічного факультету для студентів спеціальності «Екологія», протокол № від листопада 2025 р.

Рецензенти : к.х.н., доцент Галімова В.М. (НУБіП України)
к.х.н., доцент Хижан О.І. (НУБіП України)

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ
«НЕОРГАНІЧНА І АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ»
ЧАСТИНА 1***

Укладачі:
В.А. Копілевич
Т.І. Ущапівська
Л.М. Абарбарчук
В.В.Чоботар

Відповідальний за випуск: д.х.н., професор Копілевич В.А.

1 ЗАВДАННЯ КУРСУ НЕОРГАНІЧНОЇ І АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Розвиток сучасного сільськогосподарського виробництва, агробіотехнології здійснюється в напрямі хімізації, що вимагає для ґрунтової підготовки висококваліфікованих спеціалістів біотехнологічного профілю глибокого освоєння хімічних дисциплін.

Неорганічна і аналітична хімія вивчається на I курсі, вона є одним з головних предметів навчального процесу. На її основі базується вивчення надалі неорганічної, аналітичної, органічної, біонеорганічної, фізичної, колоїдної та агрономічної хімії.

Основні завдання вивчення неорганічної і аналітичної хімії можна сформулювати так:

- *студент повинен засвоїти комплекс знань основних закономірностей хімії, зокрема, загальні поняття атомно-молекулярного вчення, будови атомів хімічних елементів, періодичного закону і періодичної системи елементів, будови молекул, хімічного зв'язку, будови речовини, закономірностей протікання реакцій в розчинах, класифікації неорганічних сполук і реакцій, деяких питань електрохімії;*
- *перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навик, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.*

Для активізації навчального процесу в даному практикумі використані різні варіанти створення проблемних ситуацій. Так, наприклад, для збільшення активності студентів до всіх основних розділів неорганічної і біонеорганічної хімії спеціальними блоками наводяться питання для самоперевірки. Для кращого засвоєння великого обсягу навчального матеріалу в практикумі до кожного заняття поставлені орієнтири трьох типів: 1) що треба знати; 2) що необхідно вміти; 3) про що треба мати уявлення.

2 ЗАГАЛЬНІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

З чого почати вивчення хімічних наук, зокрема неорганічної і біонеорганічної хімії? Насамперед студенту треба взяти рекомендований підручник і чітко впевнитись, чи добре він пам'ятає найважливіші розділи хімії, що вивчались в середній школі. Це особливо стосується студентів, що закінчували технікум.

Основні вимоги до студента I курсу такі:

- ✓ вміти безпомилково записувати хімічні формули оксидів, кислот, солей та гідроксидів;
- ✓ знати їх номенклатуру та хімічні властивості;
- ✓ складати рівняння типових хімічних реакцій.

Організація самостійної роботи студентів

Основним змістом і найважливішим завданням будь-якого навчання є засвоєння певної системи знань та набуття комплексу навичок чи умінь. Для цього підручник з хімії треба вивчати (з олівцем та зошитом в руках). Зрозуміло, що студент відчуває значні труднощі на першому курсі через відсутність досвіду самостійної роботи. Набувається ж він завдяки настирній та систематичній роботі над підручником та з електронним навчальним курсом.

Методика самостійної роботи

Основна форма домашньої роботи студентів при вивченні курсу неорганічної і біонеорганічної хімії – самостійна підготовка за підручником чи електронним навчальним курсом з дисципліни. Вивчати курс рекомендується в порядку проходження тем, притримуючись ось чого:

ознайомитись із змістом методичних порад до теми;

прочитати параграфи підручника, що належать до даної теми. При цьому необхідно лише мати загальне уявлення про основні питання до теми та відзначити особливо важкі, незнайомі чи незрозумілі положення;

перейти до детального вивчення навчального матеріалу, засвоїти теоретичні положення, математичні залежності, а також принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Для кращого засвоєння треба скласти відповідний конспект у робочому зошиті. Особливу увагу звернути на формули та назви хімічних сполук, освоїти правила складання рівнянь хімічних реакцій.

3 МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

3.1 *Лабораторна робота 1: Основні правила техніки безпеки та експериментальних досліджень при роботі в хімічній лабораторії*

Всі роботи лабораторного практикуму з неорганічної і біонеорганічної хімії студент виконує в халаті.

З перших днів необхідно привчити себе:

- 1) працювати акуратно та уважно;
- 2) тримати робоче місце в чистоті;
- 3) не тримати на лабораторному столі сторонніх предметів.

При виконанні лабораторних робіт інколи необхідно користуватися розчинами кислот, лугів (особливо концентрованих), мати справу з хімічними сполуками, що належать частково до отруйних або токсичних речовин, а тому завжди треба суворо дотримуватись таких правил:

студентам дозволяється працювати в лабораторії лише в присутності викладача чи лаборанта;

вивчити правила техніки безпеки і під час роботи суворо їх дотримуватись. Порушення цих правил може призвести до нещасного випадку;

роботи з отруйними речовинами та з тими, що неприємно пахнуть виконувати лише у витяжній шафі;

при розведенні концентрованих кислот (особливо сірчаної) обережно вливати кислоту в воду, а не навпаки (берегти очі);

особливо уважним необхідно бути, працюючи з твердими лугами (берегти очі);

сухі реактиви брати лише чистим шпателем, спеціальною ложкою, сухою пробіркою;

працюючи з газовими пальниками, треба стежити за витоком газу (визначають за запахом);

лабораторні склянки з горючими та легко-займистими речовинами (етиловий спирт, ацетон, бензол, етиловий ефір та ін.) не можна тримати біля пальників та електронагрівальних приладів;

при спалаху спирту, бензолу та інших речовин треба негайно накрити полум'я азбестовим рядном чи засипати піском;

підігриваючи рідини чи тверді тіла, не спрямовувати отвір пробірки чи колби на себе і на тих, хто працює поряд. Не можна також нахилитися над посудиною, де відбувається реакція;

дбайливо поводитися з хімічним посудом та предметами лабораторного обладнання;

після закінчення дослідів треба ретельно вимити посуд та прибрати місце роботи.

не приймати їжу в лабораторії;

не пробувати реактиви на смак.

Перша допомога при нещасних випадках

1. При порізах склом вийняти його уламки з рани, змазати поріз 3%-м спиртовим розчином йоду або перекису водню і перев'язати.
2. При опіках полум'ям або гарячими предметами треба негайно покласти на обпечене місце вату чи марлю, добре змочену етиловим спиртом або 2 – 5%-м розчином перманганату калію.
3. При попаданні кислоти та лугів на шкіру необхідно обмити уражене місце спочатку великою кількістю води. Потім у випадку ураження кислотою промити 5%-м розчином гідрокарбонату натрію, а при ураженні лугами – 1-2%-м розчином оцтової чи борної кислоти і знову промити водою.
4. При попаданні в очі бризок кислоти чи лугу необхідно терміново промити їх великою кількістю водопровідної води, а потім 2%-м розчином гідрокарбонату натрію (якщо попала кислота) чи 2%-м розчином борної кислоти (якщо попав луг) і знову водою.
5. В усіх випадках отруєння, опіків та поранень після надання першої допомоги в лабораторії потерпілому терміново за телефоном 03 викликають швидку допомогу або відправляють у поліклініку.

Основні прийоми лабораторних досліджень напівмікрометодом

Майже всі досліди з курсу неорганічної хімії виконуються в скляних пробірках з допомогою реактивів, які вводяться в реакцію в кількостях не менше як 0,1 г твердої речовини чи 1 мл (20-30 крапель) розчину (мікрометод). Однак для економії реактивів та підвищення безпеки окремих експериментів застосовують напівмікрометод аналізу. Він відрізняється тим, що

для проведення реакцій вимагається в 10-20 разів менше реагентів, тобто 4-7 крапель розчину:

1. дослідження методом напівмікроаналізу проводять у пробірках, на предметних скельцях, на спеціальних фарфорових чи пластмасових пластинках із заглибленнями, а також нанесенням реагентів на фільтрувальний папір. При цьому досліди виконують шляхом змішування кількох крапель реагентів;
2. розчини, необхідні для проведення дослідів, дозують тільки піпеткою, не витягуючи склянку з реактивом з гнізда штативу. Не можна торкатися піпеткою стінок пробірки, оскільки при цьому можна забруднити реагент у піпетці, а значить, і в склянці;
3. при виконанні дослідів у пробірку наливати не більше як 5-10 крапель кожного реагенту з таким розрахунком, щоб загальний об'єм не перебільшував $1/5$ частини об'єму пробірки;
4. нагрівати суміш у пробірці можна лише на водяній бані;
5. після закінчення дослідів з металами необхідно промити залишки останніх та здати їх лаборанту (забороняється викидати їх у раковину);
6. після проведення дослідів з солями срібла необхідно злити продукти реакції в спеціальну склянку.

Хімічні реактиви та вимоги до них

Основною вимогою до хімічних реактивів є їх чистота. За ступенем чистоти реактиви класифікують на:

- технічні (т.) – вміст домішок понад 2 % ;
- чисті (ч.) – вміст домішок до 2,0 % ;
- чисті для аналізу (ч.д.а.) – вміст домішок до 1 % ;
- хімічно чисті (х.ч.) – вміст домішок менше 0,1 % ;
- особливо чисті (ос.ч.) – вміст домішок 0,01 - 0,00001 % .

У хімічному аналізі не слід користуватись реактивами без етикеток або з тими, для яких не зазначено ступінь їх чистоти. Склянки з розчинами реактивів повинні мати етикетку, де вказується формула речовини, її точна або наближена концентрація та дата приготування. Склянки з розчинами реактивів повинні бути герметично закритими.

Зберігають розчини реактивів у шафах, на полицях лабораторних столів. Леткі та з сильним запахом речовини (аміак, органічні розчинники, концентровані кислоти, луги) слід зберігати у витяжній шафі. Деякі реак-

тиви (KI, I₂, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, AgNO₃, KSCN, K₃[Fe(CN)₆], тощо), що розкладаються під дією сонячного проміння, потрібно зберігати в склянках з темного скла.

Хімічний посуд

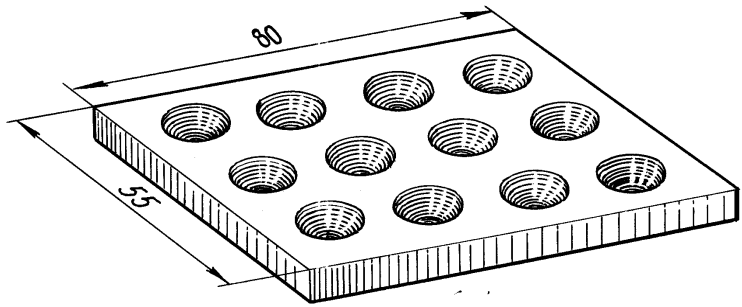
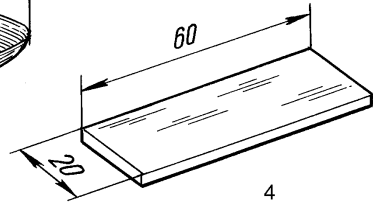
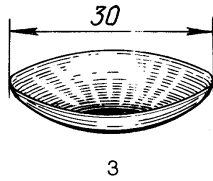
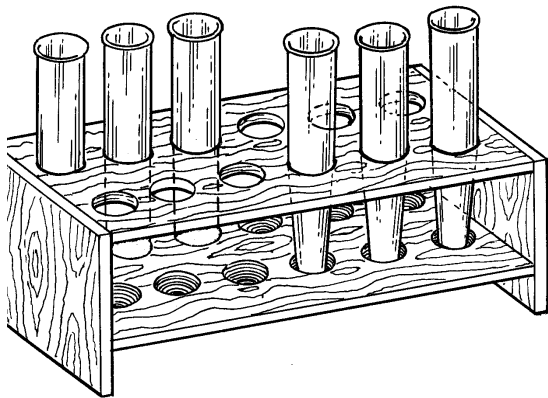
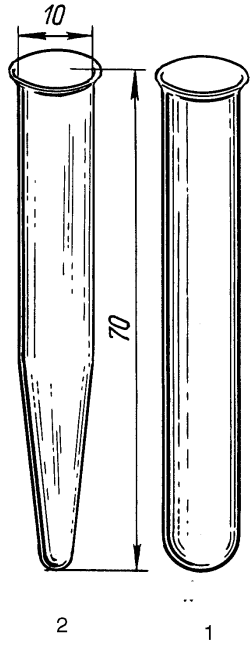
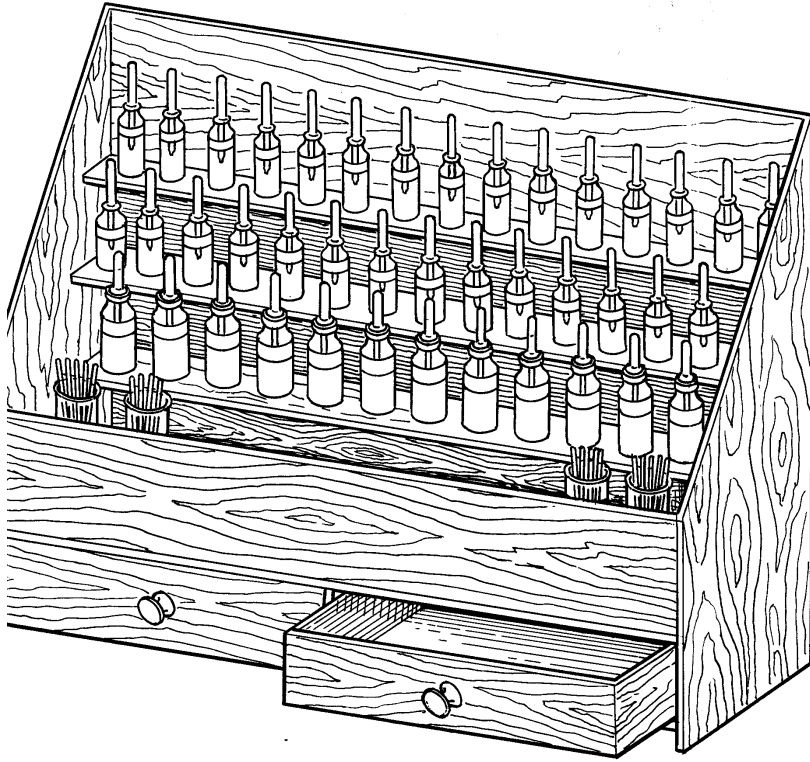
Для проведення різних хімічних дослідів застосовується особливий посуд з тонкостінного або товстостінного скла. Посуд з тонкостінного скла термостійкий, що забезпечує проведення операцій з нагріванням.

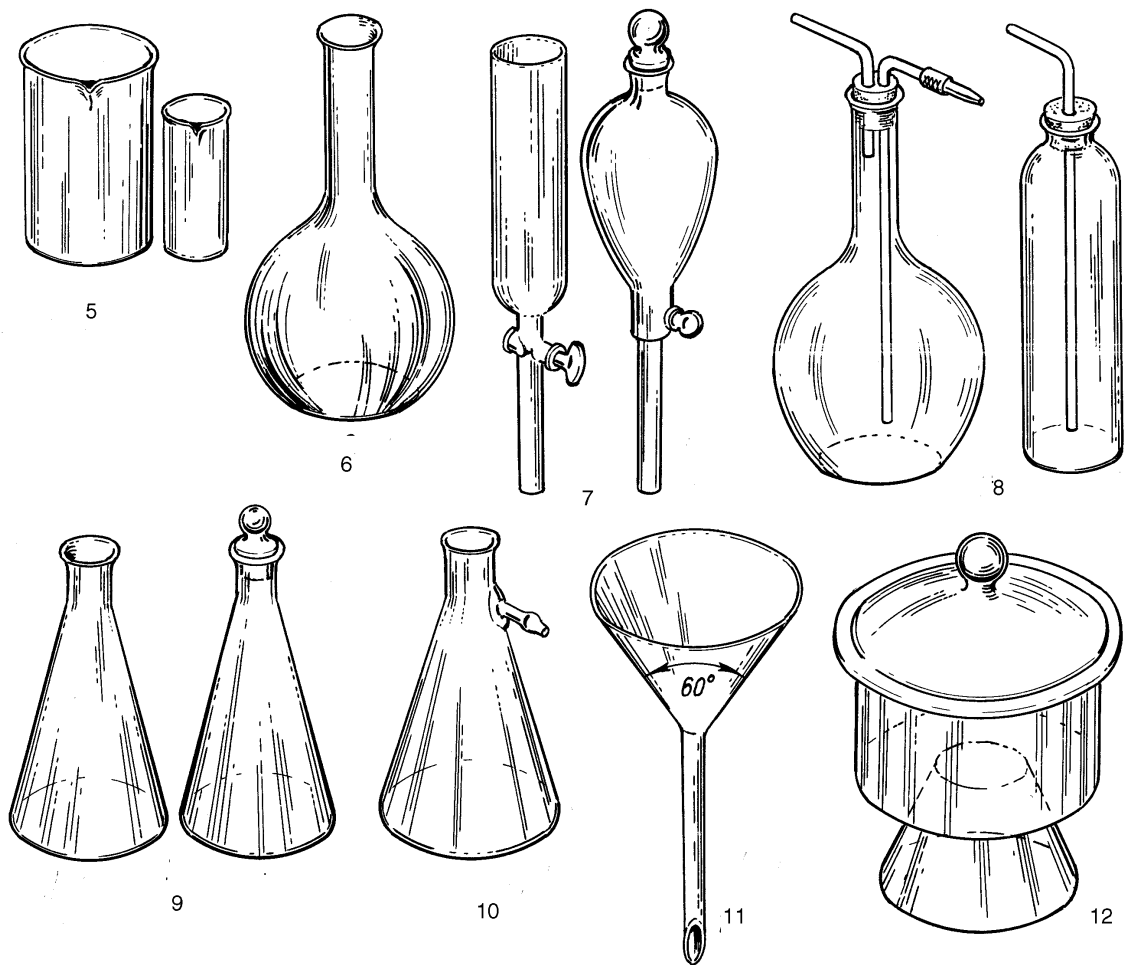
За призначенням хімічний посуд поділяється на:

- 1) посуд загального призначення;
- 2) посуд спеціального призначення;
- 3) мірний посуд.

1. Посуд загального призначення (рис. 1) використовують в лабораторії для проведення більшості робіт:

- 1) пробірка циліндрична; 2) пробірка конічна центрифужна; 3) годинниково-ве скельце; 4) предметне скельце; 5) стакани; 6) колба плоскодонна; 7) ділильна лійка; 8) промивалки; 9) колба конічна Ерленмейєра; 10) колба Бунзена; 11) лійка; 12) ексікатор.





2. Посуд спеціального призначення (рис. 2) використовують для певної однієї цілі:

- 1) хлоркальцієві і U - подібні трубки;
- 2) круглодонні колби;
- 3) промивні і осушувальні склянки (Дрекслея, Тищенко, Вульфа);
- 4) колба Вюрца;
- 5) апарат Кіппа.

3. Мірний посуд (рис. 3) використовують для вимірювання точних об'ємів рідин, а також для приготування розчинів заданої концентрації:

- 1) мірні циліндри;
- 2) мензурка;

- 3) мірний стакан з поділками;
- 4) піпетки;
- 5) бюретки;
- 6) мірні колби;

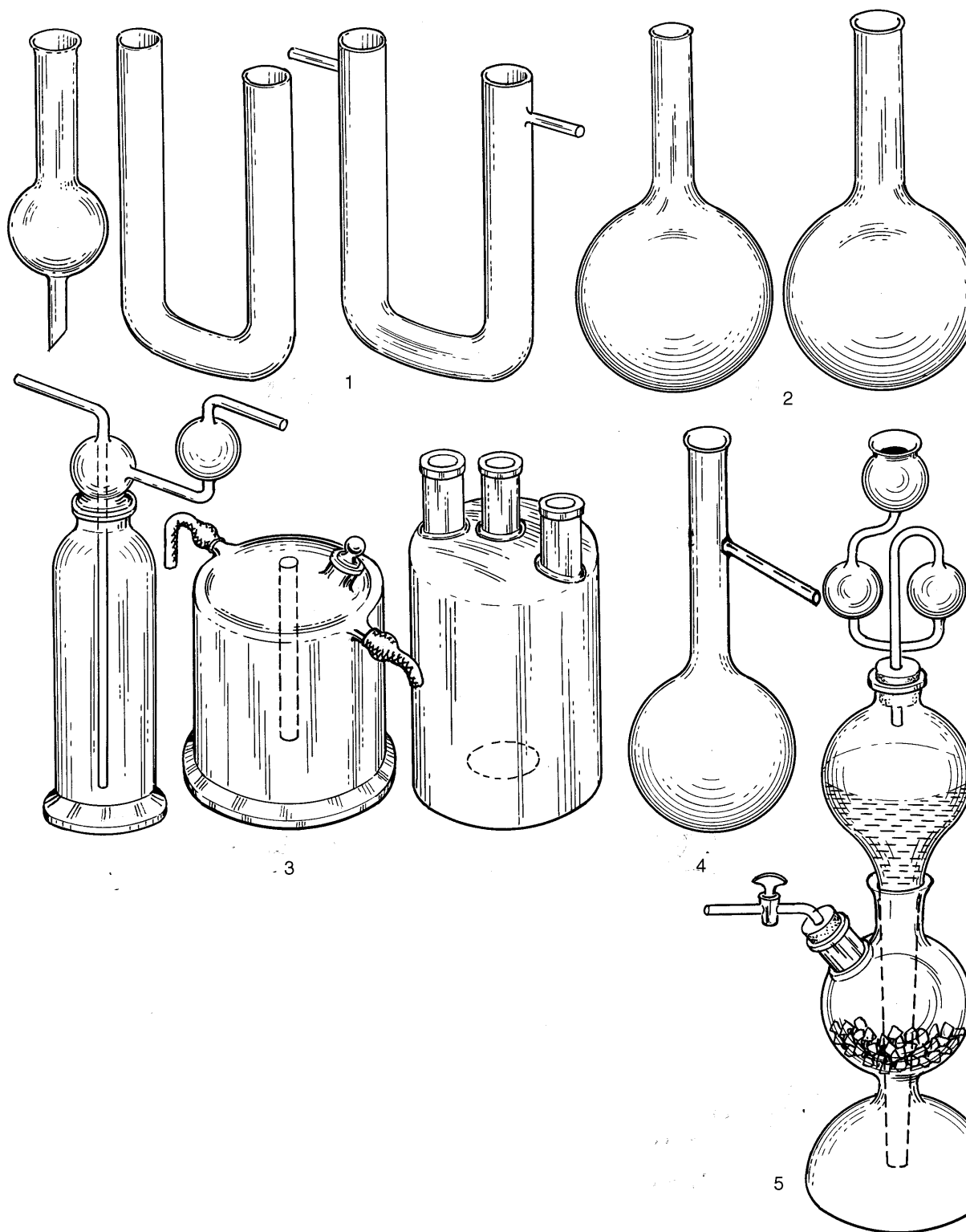
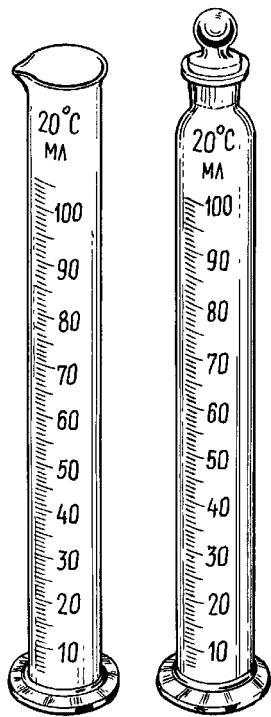
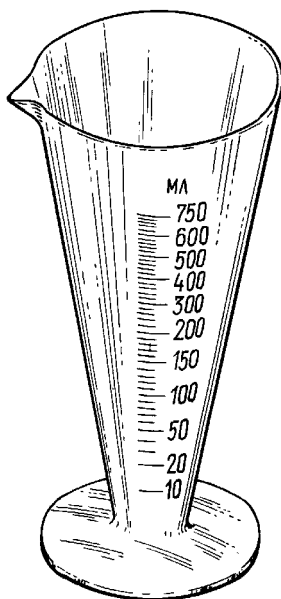


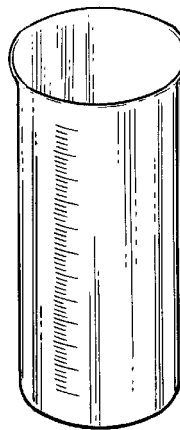
Рисунок 2



1



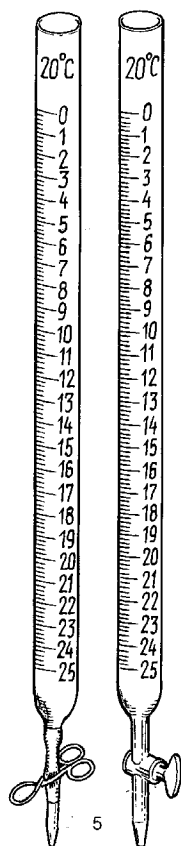
2



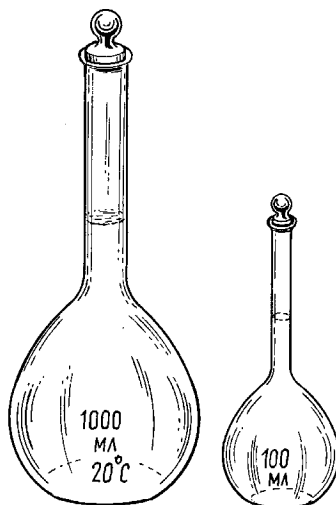
3



4



5



6

Рисунок 3

Крім скляного посуду в лабораторії використовують фарфоровий посуд (рис. 4), металічне обладнання (рис. 5) та нагрівальні прилади (рис. 6).

- 1) фарфорові чашки; 2) стакани; 3) тиглі;
- 4) лійка Бюхнера; 5) ступка з товкачиком;
- 6) ложка-шпатель;
- 7) штатив з набором муфт, кілець, тримачів; 8) триноги; 9) затискачі;
- 10) тигельні щипці;
- 11) газові пальники; 12) електричні плитки; 13) бані (піщані, водяні, масляні); 14) муфельна піч; 15) сушильна шафа.

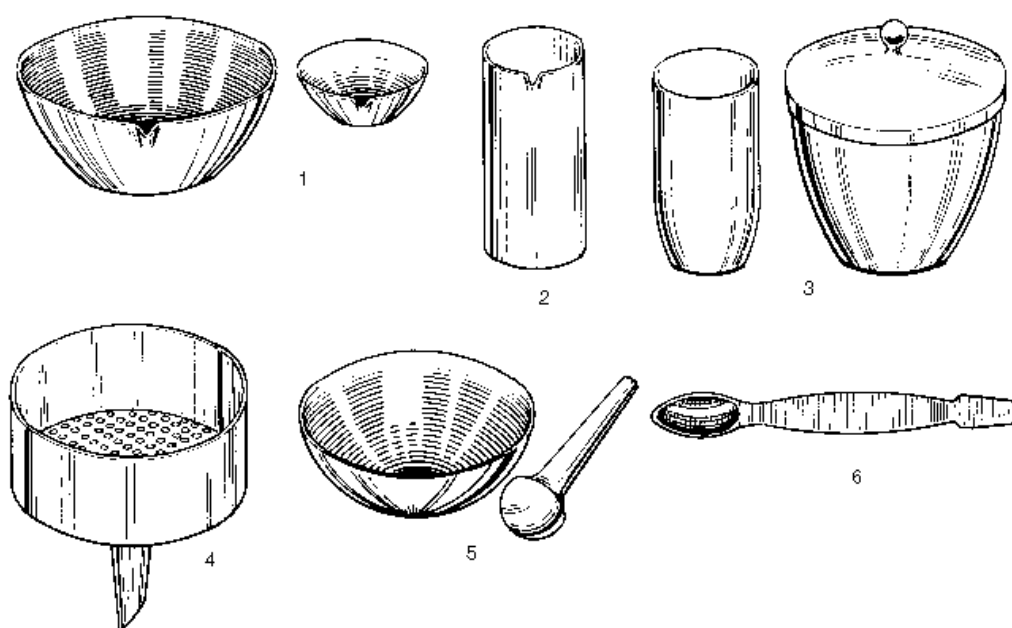


Рисунок 4

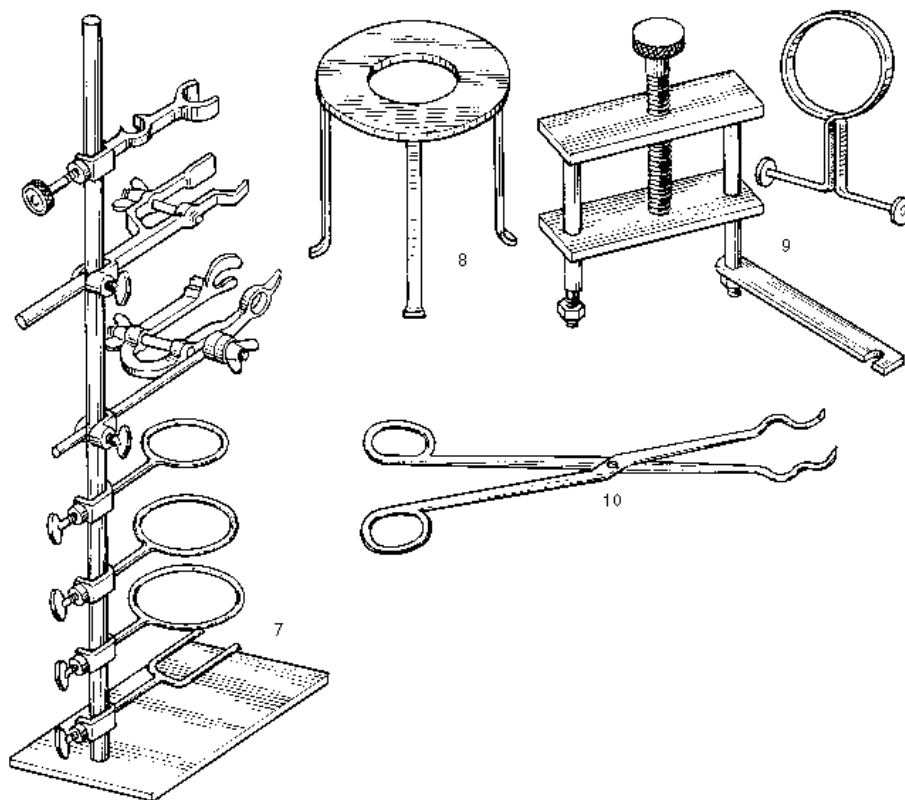


Рисунок 5

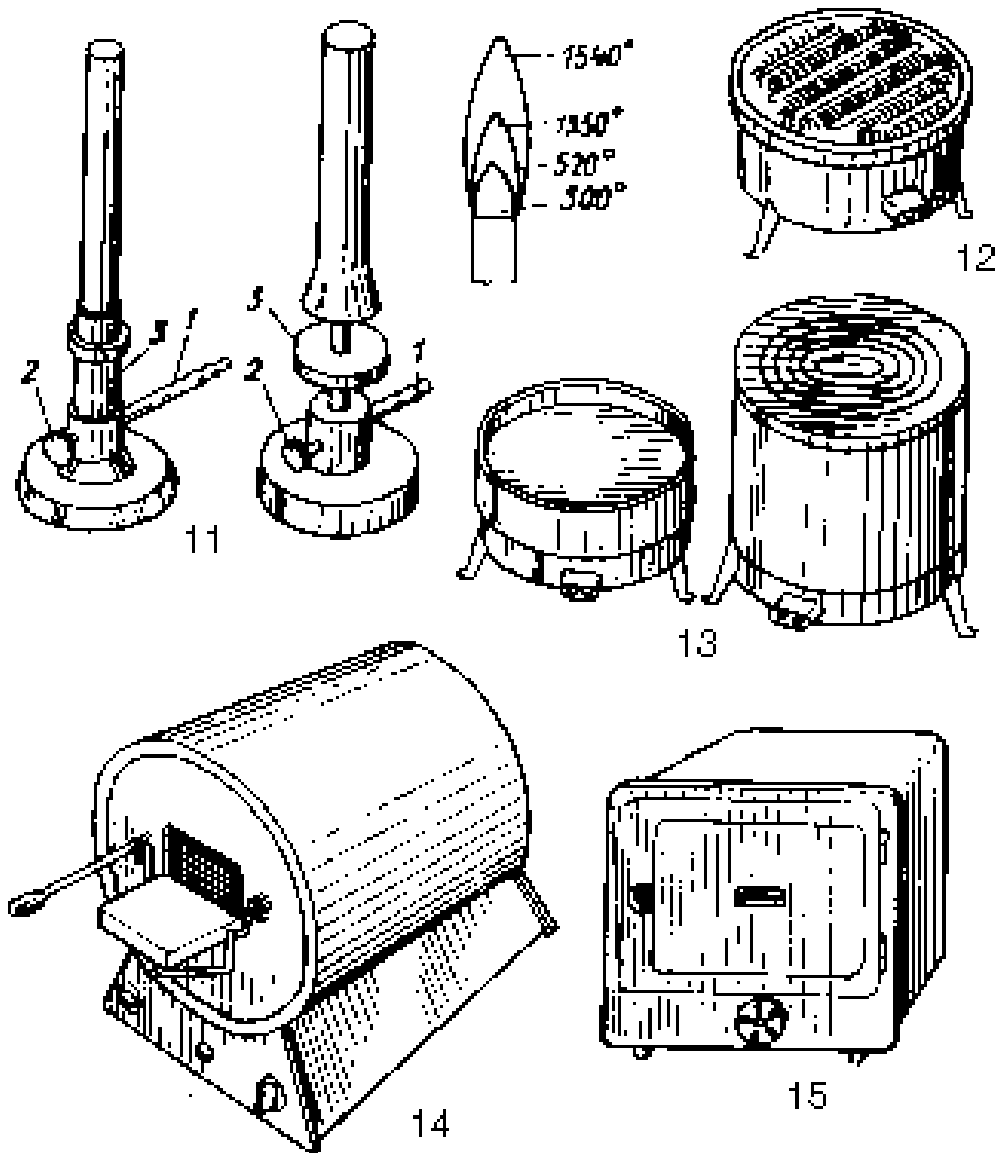


Рисунок 6.

ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Миття і сушіння посуду

Перед миттям із посуду видаляють залишки розчинів або осадів, промивають водопровідною водою. Забруднені місця протирають йоршиком, щіткою чи скляною паличкою з гумовою насадкою.

Якщо посуд забруднений жирними речовинами, до теплої води додають: рідке мило, 30 – 40 % - розчин лугу, соду, пральні порошки, тощо. Для очищення посуду від органічних речовин використовують розчинники: ефір, бензин, толуол, бензол, ацетон, спирт (Увага ! Вони вогненебезпечні). Бурі плями від оксиду марганцю (IV), оксиду заліза (III) знімають із стінок розчинами соляної або щавелевої кислот.

Добре очищений і вимитий посуд декілька разів промивають дистильованою водою. Чистий посуд не залишає крапель води при перевертанні.

Для абсолютної чистоти посуду додатково мють 10 % - розчином хромової суміші (розчин $K_2Cr_2O_7$ у концентрованій H_2SO_4) з подальшим пропарюванням над киплячою водою. Для цього в попередньо вимитий посуд наливають $\sim 3/4$ об'єму хромової суміші, обережно промивають стінки, зливають хромову суміш у склянку для зберігання. Залишки хромової суміші ретельно змивають великою кількістю водопровідної води, а потім промивають дистильованою водою. В разі потреби таку обробку повторюють декілька разів. Ефективність очищення посуду підвищується при збільшенні тривалості контакту з хромовою сумішшю або при її нагріванні до 40 – 50 °С (Увага ! Хромово суміш – сильний окисник і викликає сильні опіки шкіри). Для миття посуду безпечніше користуватись 5 %-м розчином $KMnO_4$ з додаванням H_2SO_4 (краще при 45 – 50 °С).

Вимитий посуд висушують від залишків дистильованої води в сушильній шафі або при звичайній температурі на спеціальній дошці з кілочками чи на аркуші чистого паперу.

Прийоми очищення речовин

Найбільш поширеним методом очищення є перекристалізація і сублімація (для твердих речовин), фільтрування і перегонка (для рідких), поглинання домішок різними хімічними сполуками (для газів).

Фільтрування. Для розділення окремих компонентів системи, відмінних за агрегатним станом (наприклад для розділення твердої і рідкої фази)

користуються прийомом фільтрування. В якості фільтруючих матеріалів використовують: 1) фільтрувальний папір; 2) пористі скляні пластинки; 3) пісок; 4) азбест; 5) скляна і бавовняна вата; 6) волокнисті матеріали; 7) полімерні плівки.

В залежності від розмірів частинок одержаного осаду застосовують паперові фільтри різної пористості: синя смужка – для дрібнозернистих осадів; біла смужка – для осадів середньої зернистості; червона (або чорна) смужка – для крупнозернистих і аморфних осадів. Ці фільтри найменш щільні, тобто швидкофільтруючі і крупнопористі.

Простий фільтр одержують складанням в чотири рази (рис. 7а) і відокремлюють один сегмент. Такий фільтр щільно підганяють до лійки, зменшують або збільшують величину сегментів. Складчастий фільтр (рис. 7б) має вдвоє більшу робочу поверхню, ніж у простого, за рахунок збільшення кількості сегментів.

Лійку з фільтром поміщають в кільце штатива, підставляючи чистий стакан так, щоб скошений кінець лійки торкався стінки стакана. Цим попереджається розбризкування фільтрату (рис. 8).

Центрифугування застосовується для розділення суміші твердої і рідкої фази і ґрунтоване на використанні відцентрової сили. Суміш наливають в спеціальні центрифужні пробірки, які поміщають в гільзи центрифуги. Швидкість розділення компонентів суміші залежить від швидкості і тривалості обертання, густини рідини, розмірів частинок осаду. Найбільш зручними і швидкодіючими є електричні закриті центрифуги із швидкістю обертання від 2000 до 10000 об/хв. (рис. 9).

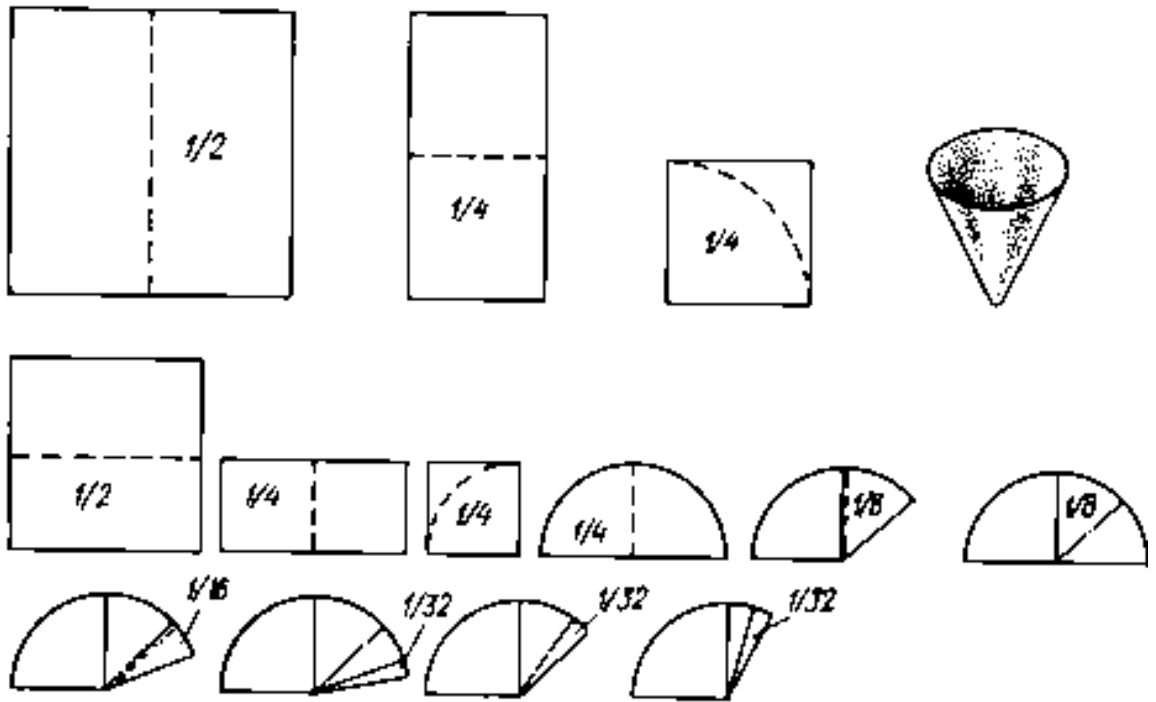


Рисунок 7.

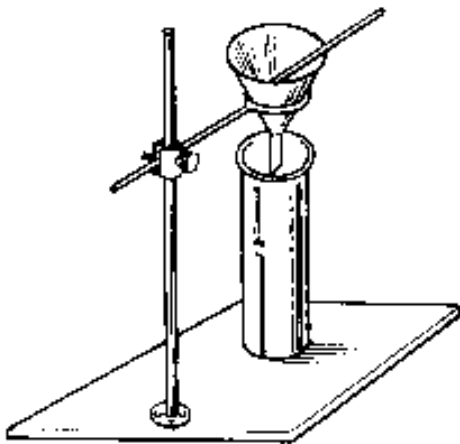


Рисунок 8.

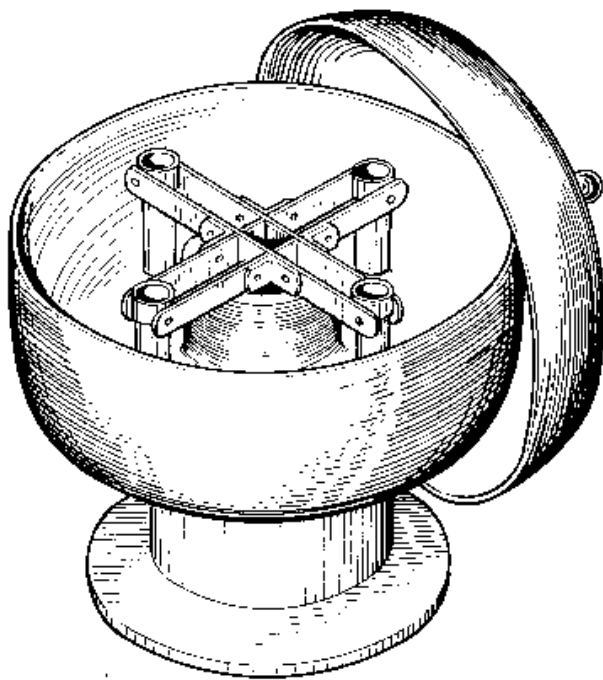


Рисунок 9.

3.2 Лабораторна робота 2: Класифікація неорганічних речовин

Методичні поради щодо виконання самотійної роботи

Що треба знати:

- 1) взаємозв'язок періодичного закону Д.І. Менделєєва та властивостей хімічних елементів;
- 2) основні закономірності зміни хімічних властивостей елементів залежно від їх положення в періодичній таблиці (в періоді та групі);
- 3) типові метали, неметали (металоїди) та елементи з амфотерними властивостями;
- 4) визначення значень валентностей елементів за положенням у періодичній таблиці та будовою їх атомів; поняття про ступінь окислення елемента;
- 5) поняття про прості та складні речовини (атоми та молекули);
- 6) правила складання молекулярних та побудови структурно-графічних формул речовин;
- 7) формули найпоширеніших оксидів, кислот, гідроксидів та солей;
- 8) систематичні назви хімічних сполук.

Що треба вміти:

- 1) складати молекулярні формули оксидів, кислот, гідроксидів та солей з урахуванням ступенів окислення елементів;
- 2) визначати тип оксидів та їх хімічні властивості, виходячи з положення елементів у періодичній таблиці;
- 3) складати рівняння хімічних реакцій у молекулярному вигляді, які характеризують способи одержання та хімічні властивості оксидів, кислот, гідроксидів, солей;
- 4) за допомогою рівнянь реакцій доводити амфотерні властивості сполук алюмінію, цинку, хрому, свинцю, їх оксидів та гідроксидів;
- 5) будувати структурно-графічні формули речовин.

Вказаний розділ хімії є ключовим для розуміння сутності хімічних перетворень сполук та їх хімічних властивостей, тому його вивченню необхідно приділити максимальну увагу. Для цього необхідно повторити основні поняття атомно-молекулярного вчення.

Систематика неорганічних речовин

Велику кількість хімічних сполук можна розділити на дві групи: прості і складні речовини. Прості речовини представлені металами і неметалами, а складні речовини – їх сполуками.

До неметалів відносяться:

благородні гази - елементи головної підгрупи VIII групи періодичної таблиці (He; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn);

галогени - елементи головної підгрупи VII групи періодичної таблиці (F, Cl, Br, J, At);

халькогени - елементи головної підгрупи VI групи періодичної таблиці (O, S, Se, Te), крім Po;

елементи V, IV, III груп періодичної таблиці - N, P, As, C, Si, B, H.

Серед металів необхідно виділити декілька груп:

лужні метали - елементи, що входять до головної підгрупи I групи періодичної таблиці (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr);

лужноземельні метали - елементи, що входять до головної підгрупи II групи періодичної таблиці (Ca, Sr, Ba, Ra);

родина заліза - Fe, Co, Ni;

родина благородних металів (родина платини) - Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt;

лантанойди - елементи періодичної таблиці від № 58 до № 71, які за своїми властивостями подібні до елемента лантану La;

актиноїди - елементи періодичної таблиці від № 90 до № 103, які за своїми властивостями подібні до елемента актинія Ac.

Складання формул та назв неорганічних сполук

Хімічна формула складної речовини має умовно чи реально електронегативну (аніон) та електропозитивну (катіон) частини. Розглядаючи молекули з формальних позицій їх будови, користуються терміном *ступінь окислення* елементів. Під цим терміном розуміють заряд атома чи іона елемента, обчислений, виходячи з умовного припущення, що всі зв'язки в молекулі є іонними, тобто реалізованими за рахунок повного передавання електронів від одного атома до іншого. Позитивно заряджений іон завжди ставлять у формулі на перше зліва місце, а аніон - на друге: $\text{Ba}^{2+}\text{Cl}_2$; $\text{Al}^{3+}_2\text{O}^{2-}_3$. Обов'язково треба дотримуватися правила, що молекула в цілому **електронейтральна**, тобто

кількість позитивних та негативних зарядів в ній повинна бути однаковою, а їх сума дорівнювати нулю. Однак на практиці, крім визначення суми зарядів елементів, які входять до молекули, слід врахувати реальний склад речовини. Так, формула речовини, що містить Ca^{2+} , S^{6+} , O^{2-} , лише у випадку CaSO_4 (а не SCaO_4 чи SO_4Ca) буде відповідати реальному складу сполуки. Передбачити достовірні молекулярні формули більшості речовин можна, опираючись на знання типових властивостей елементів.

Зокрема, для цього потрібно запам'ятати такі закономірності:

- метали утворюють лише позитивно заряджені іони;
- величина заряду іонів металів, розміщених у головних підгрупах першої та другої груп, а також алюмінію, дорівнює номеру групи;
- іони інших металів, крім максимального заряду, що дорівнює номеру групи, можуть мати одне або декілька значень проміжних ступенів окислення;
- ступінь окислення водню в більшості сполук $1+$, за винятком сполук з металами - гідридів, де водень має ступінь окислення $1-$;
- кисень, як правило, має в сполуках ступінь окислення $2-$, за винятком молекули OF_2 (де він заряджений позитивно, O^{2+}) та пероксидів (H_2O_2 , BaO_2), де його заряд рівний $1-$;
- гідроксильна група (OH^-) характеризується завжди сумарним зарядом, рівним $1-$;
- сумарним зарядом можна охарактеризувати залишки кислот (кислотні залишки): BO_2^- ; SiO_3^{2-} ; NO_3^- ; NO_2^- ; PO_3^- ; PO_4^{3-} ; SO_4^{2-} ; SO_3^{2-} ; ClO^- ; ClO_2^- ; ClO_3^- ; ClO_4^- ; CH_3COO^- .

Для елементів IV, V, VI та VII груп, а також родини заліза та платини характерний змінний ступінь окислення в сполуках, що пов'язано із можливостями цих елементів переходити у збуджений стан. Наприклад, атом фосфору у незбудженому стані може проявляти ступені окислення $3-$, 0 , $1+$, $3+$, у збудженому - $5+$.

Назви складних речовин згідно з їх формулами читаються справа наліво, тобто спочатку називають електронегативну складову (реальний аніон) формули в називному відмінку, а потім електропозитивну частину (реальний катіон) в родовому відмінку. Наприклад: CaH_2 - гідрид кальцію; LiCl - хлорид літію; KOH - гідроксид калію; I_2O_5 - оксид йоду (V). Традиційні назви солей складаються з назви аніону в називному відмінку та назви катіону в родовому відмінку. В назві аніону використовується

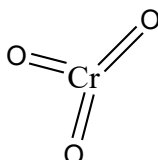
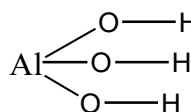
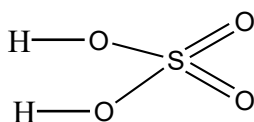
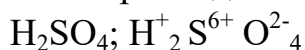
корінь назви кислотоутворюючого елемента та різні суфікси (-ат; -іт; -ит; -ід): BO_2^- - метаборат; SiO_3^{2-} - силікат; NO_3^- - нітрат; NO_2^- - нітрит; PO_3^- - метафосфат; PO_4^{3-} - ортофосфат; SO_4^{2-} - сульфат; SO_3^{2-} - сульфїт; ClO^- - гіпохлорит; ClO_2^- - хлорит; ClO_3^- - хлорат; ClO_4^- - перхлорат; CH_3COO^- - ацетат.

Правила побудови структурно-графічних формул хімічних сполук

Ці формули показують порядок з'єднання атомів у молекулі речовини. При їх побудові необхідно враховувати:

- безпосередньо між собою можуть з'єднуватися лише іони з протилежним зарядом;
- іони з однаковим зарядом з'єднуються лише через протилежно заряджений іон;
- величина заряду іона, як правило, відповідає кількості його зв'язків у молекулі.

Наприклад:



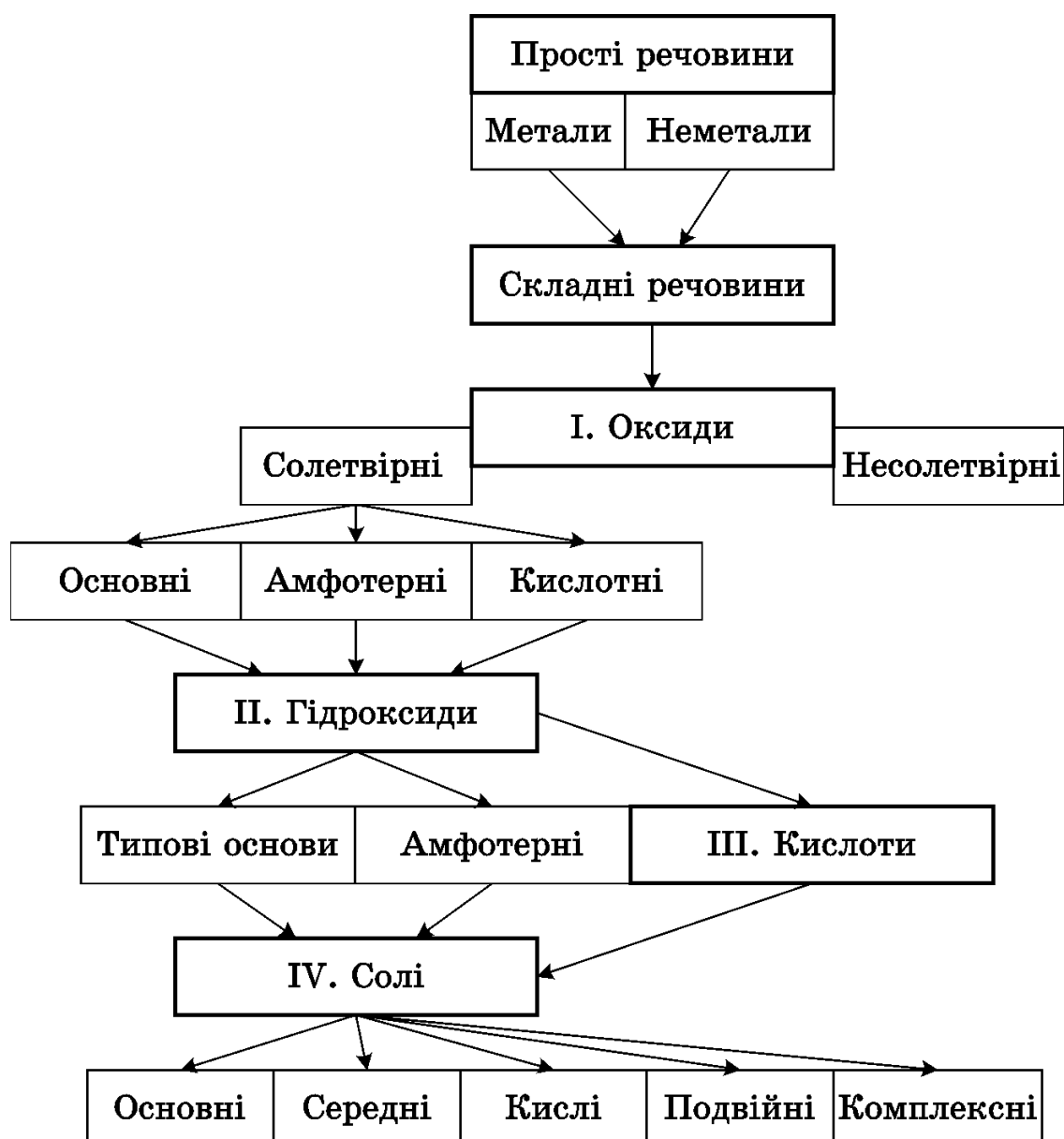
Зв'язок між класами неорганічних речовин

Класифікація неорганічних сполук є логічним наслідком періодичного закону. Як і класифікація самих елементів, класифікація хімічних сполук наочно відображена в періодичній системі Д.І.Менделєєва і є, таким чином, об'єктивно закономірною і науковообґрунтованою.

Класифікація речовин полегшує їх вивчення. Можна характеризувати властивості окремих представників тих чи інших класів, якщо відомі типові хімічні властивості даного класу.

Всі неорганічні сполуки поділяють на чотири основних класи: оксиди, основи (гідроксиди), кислоти, солі.

Схема зв'язку між основними класами неорганічних сполук



Оксиди

Оксидами називаються сполуки елементів з киснем, в яких останній приєднується безпосередньо до атома елемента.

Практично всі елементи утворюють оксиди за виключенням трьох інертних елементів – гелію, неону і аргону.

Назви оксидів. При утворенні одним і тим же елементом ряду оксидів в їх назвах вказується ступінь окислення елемента римською цифрою в дужках після назви. Наприклад, CrO - оксид хрому (II), Cr_2O_3 - оксид хрому (III), CrO_3 - оксид хрому (VI).

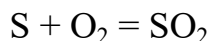
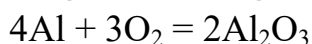
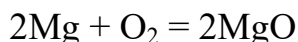
Всі оксиди поділяються на солетвірні, наприклад Na_2O , CaO , CO_2 , SO_3 , P_2O_5 , і несолетвірні – N_2O , NO , CO , SiO .

За хімічними властивостями солетвірні оксиди поділяються на три групи: *основні, кислотні і амфотерні*.

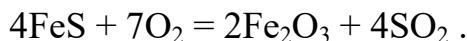
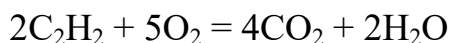
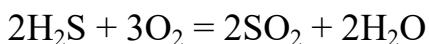
Одержання оксидів:

До найважливіших методів одержання солетвірних оксидів можна віднести:

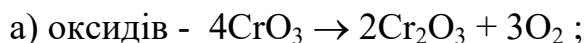
1. Взаємодія елементів з киснем:



2. Окислення киснем різних сполук:



3. Розкладання різних сполук при нагріванні:



Основні оксиди. До основних оксидів відносяться оксиди, яким відповідають гідратні форми, що відносяться до класу основ. Наприклад,

Li_2O - LiOH - гідратна форма

Na_2O - NaOH - гідратна форма

MgO - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ - гідратна форма

CaO - $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - гідратна форма

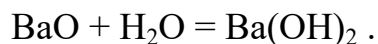
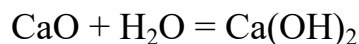
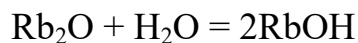
FeO - $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - гідратна форма

Fe_2O_3 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - гідратна форма

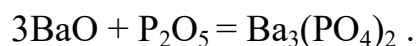
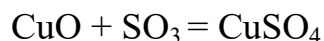
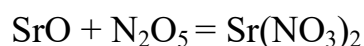
Основні оксиди утворюють тільки метали. Однак не всі оксиди металів є основними. Деякі з них належать до кислотних або амфотерних.

Хімічні властивості основних оксидів:

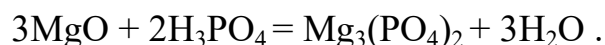
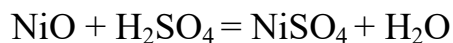
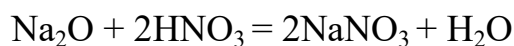
1. Оксиди лужних (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) та лужноземельних (CaO , SrO , BaO) металів взаємодіють з водою з утворенням розчинних основ - лугів:



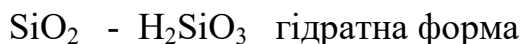
2. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей: $\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_3$



3. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей і води:



Кислотні оксиди. До кислотних оксидів належать оксиди, яким відповідають гідратні форми, що відносяться до класу кислот. Наприклад:



Переважну більшість кислотних оксидів утворюють неметали, а також деякі перехідні метали з вищими ступенями окислення.

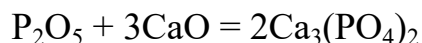
Хімічні властивості кислотних оксидів:

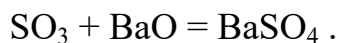
1. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$



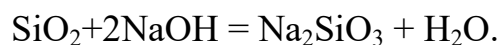
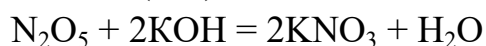
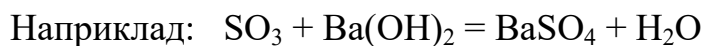
Звідси виникла назва кислотних оксидів – *ангідриди кислот*. Однак є кислотні оксиди, які з водою не взаємодіють: SiO_2 , MoO_3 , WO_3 тощо.

2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами з утворенням солей: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaNO}_2$

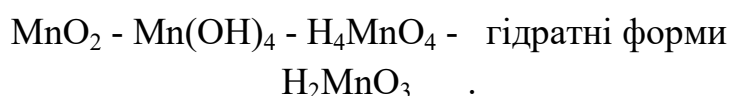
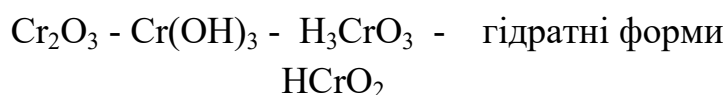
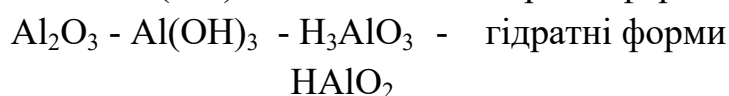
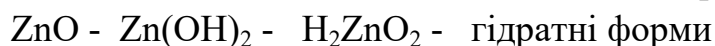




3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей і води.



Амфотерні оксиди. До амфотерних оксидів відносяться оксиди, що проявляють основні і кислотні властивості. Наприклад:

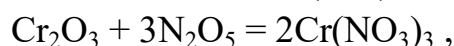
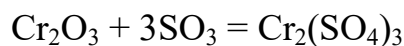
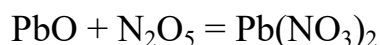
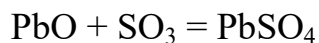


Амфотерні оксиди утворюються хімічними елементами, для яких характерні металічні і частково неметалічні властивості.

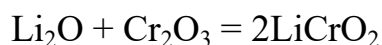
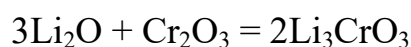
Термін «амфотерний» – грецького походження, означає двосторонній, взаємний. Тому амфотерні оксиди займають проміжне положення між основними і кислотними оксидами і проявляють відповідні їм хімічні властивості.

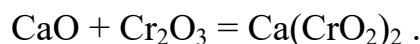
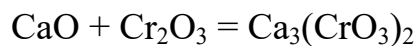
Хімічні властивості амфотерних оксидів:

1. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами. В реакціях з кислотними оксидами амфотерні оксиди проявляють властивості основних:



а при взаємодії з основними оксидами - властивості кислотних:





Деякі бінарні кисневі сполуки елементів – Pb_2O_3 , Mn_3O_4 та ін. відносять до подвійних оксидів, в яких елемент має два різних ступені окислення. Але вивчення валентних станів елементів у таких оксидах, а також деяких інших властивостей привело до висновку, що такі сполуки повинні бути віднесені до класу солей:

Pb_2O_3 - PbPbO_3 - метаплюмбат свинцю (від H_2PbO_3);

Mn_3O_4 - Mn_2MnO_4 - манганіт марганцю (від H_4MnO_4).

Зміна хімічного характеру оксидів – від основного через амфотерний до кислотного – відбиває закономірності зміни властивостей елементів від металів до неметалів. Це явище можна спостерігати в межах періодів і груп періодичної системи Д.І.Менделєєва. Так, елементи II періоду утворюють вищі оксиди, властивості яких поступово змінюються від основних (Li_2O), через амфотерні (BeO) до кислотних (B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5).

Елементи III періоду також утворюють основні оксиди (Na_2O , MgO), амфотерні (Al_2O_3) і кислотні (SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7). При переході до великих періодів закономірність змін характеру оксидів спостерігається в межах рядів. Так, елементи IV періоду четвертого ряду утворюють основні (K_2O , CaO) оксиди, амфотерні (Sc_2O_3 , TiO_2) і кислотні (V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7). У п'ятому ряду IV періоду ця закономірність повторюється.

Таким чином, можна зробити висновок, що в межах малих періодів і рядів великих періодів із зростанням атомної маси елементів характер вищих оксидів закономірно змінюється від основних через амфотерні до кислотних.

Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати в межах груп і підгруп періодичної системи. Із збільшенням атомної маси елемента в підгрупі наростають основні властивості відповідних оксидів.

У межах груп із зростанням порядкового номера елемента заряд його іона не змінюється, але завдяки збільшенню кількості енергетичних рівнів радіус його зростає. Це приводить до послаблення зв'язку Е-О, тобто він стає більш ковалентно-полярним (або іонним) і це приводить до наростання основних властивостей оксидів.

Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати для одного і того ж самого елемента, коли він проявляє різні ступені окислення і

утворює кілька оксидів. Наприклад, хром утворює три оксиди: CrO – основний, Cr₂O₃ – амфотерний, CrO₃ – кислотний. Це явище можна пояснити тим, що із збільшенням заряду іона зменшується його радіус, внаслідок чого змінюється тип хімічного зв'язку від іонного до ковалентного полярного. Тому оксиди, в яких ступінь окислення металу нижчий – основні, вищий – кислотні, проміжний – амфотерні.

Перокси́ди. Перокси́ди можна розглядати як особливу групу кисневих сполук елементів. За своїми хімічними властивостями вони суттєво відрізняються від звичайних оксидів. Часто перокси́ди розглядають як солі пероксиду водню H₂O₂, до складу якого входить пероксидна група -O-O-. У пероксидах атоми кисню, зв'язані між собою, тоді як в оксидах кисень зв'язаний безпосередньо з іншим елементом.

У пероксидах необхідно вірно визначати валентність і ступінь окислення елементів. Так, у пероксиді BaO₂ елемент барій двовалентний, ступінь його окислення 2+; кисень – двовалентний (один зв'язок з барієм, другий між собою), але ступінь окислення кисню 1-.

Назви пероксидів утворюються від назви елемента, який входить до цієї сполуки, додаючи слово «пероксид», причому назву елемента в родовому відмінку ставлять на друге місце. Наприклад, H₂O₂ – пероксид водню, BaO₂ - пероксид барію т. д.

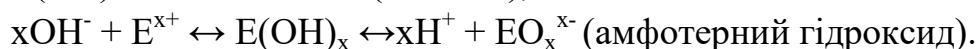
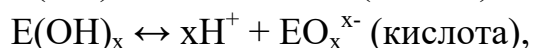
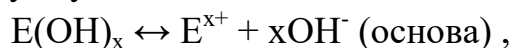
Гідрати оксидів. Основи

Переважає більшість оксидів прямо або опосередковано утворюють сполуки з водою – гідрати оксидів або гідроксиди. Склад гідроксиду можна виразити загальною формулою E(OH)_x, де E – елемент, який утворює гідроксид, x – його ступінь окислення у відповідному оксиді.

В залежності від хімічної природи елемента гідроксиди поділяються на гідрати основних оксидів (основи), гідрати кислотних оксидів (кислоти), гідрати амфотерних оксидів (амфотерні гідроксиди). Належність гідроксиду до певного класу сполук визначається місцем елемента у періодичній системі, що обумовлює відносну міцність зв'язків між елементом і киснем з одного боку, і між киснем і воднем – з іншого. Міцність зв'язків E-O і O-H обумовлена їх полярністю. Якщо зв'язок E-O більш полярний, ніж O-H, у «боротьбі» за кисень перемагає водень і гідроксид в процесі дисоціації втрачає гідроксильні групи. Роль E в цих випадках виконують типові метали, оскільки зв'язок металу з киснем різко

полярний або навіть іонний. Навпаки, якщо E характеризується різко вираженими неметалічними властивостями, зв'язок між ним і киснем малополярний і в конкуренції за кисень перемагає E і під час дисоціації гідроксид втрачає іон водню.

Виходячи з цих уявлень, належність гідроксиду до певного класу сполук зумовлена його дисоціацією за наступними схемами:



Знаючи властивості гідроксиду, відповідно записуємо його формулу: на першому місці водень, коли це кислота, або метал, коли це основа.

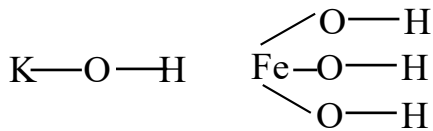
Основами називаються гідратні форми основних оксидів. Характерною особливістю основ є наявність гідроксильних груп. До складу основ входять катіони металів (або групи атомів) Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ та гідроксильні групи (OH^-), кількість яких дорівнює ступеню окислення катіона. Наприклад, $NaOH$, $Ca(OH)_2$, NH_4OH .

Кількість гідроксильних груп в основі, здатних заміщуватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає *кислотність основ*. Тому основи можуть бути однокислотні $LiOH$, $NaOH$, NH_4OH , двокислотні $Ba(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Co(OH)_2$, трикислотні $Bi(OH)_3$, $La(OH)_3$, $Mn(OH)_3$ тощо. Оскільки із збільшенням ступеня окислення перехідного металу основні властивості оксидів послаблюються, існує невелика кількість чотирикислотних основ (наприклад, $Ti(OH)_4$) і невідомі п'ятикислотні, шестикислотні тощо.

Назви основ. За міжнародною номенклатурою назви основ утворюються від слова «гідроксид» і назви металу у родовому відмінку. Наприклад, $NaOH$ – гідроксид натрію, $Ca(OH)_2$ – гідроксид кальцію. Якщо метал, що входить у склад основи, має змінний ступінь окислення, то в назві цього гідроксиду позначається римською цифрою в дужках ступінь окислення металу. Наприклад, $Fe(OH)_2$ – гідроксид заліза(II), $Fe(OH)_3$ – гідроксид заліза(III).

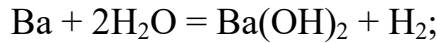
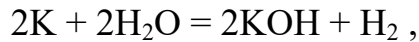
Основи поділяють на дві групи: розчинні у воді і малорозчинні. Розчинні у воді основи називають *лугами*, їх утворюють лужні (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельні (Ca, Sr, Ba) метали. Основи, що утворені іншими металами, у воді розчиняються дуже погано.

Графічне зображення формул основ можна уявити так:

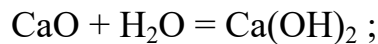


Одержання основ :

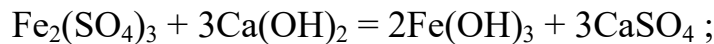
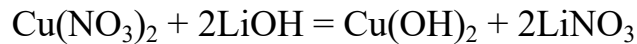
1. Взаємодія активних металів (лужних, лужноземельних) з водою:



2. Взаємодія оксидів цих металів з водою:

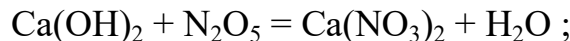
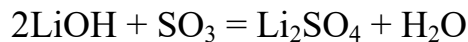


3. Малорозчинні у воді основи одержують шляхом взаємодії розчинів солей металів з розчинами лугів:

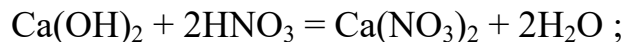
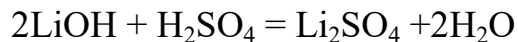


Хімічні властивості основ :

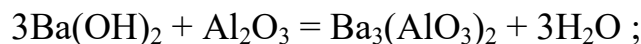
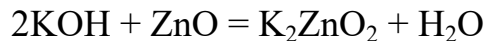
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води:



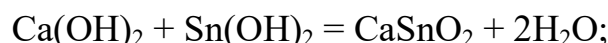
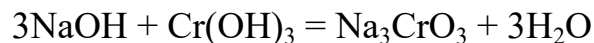
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води:



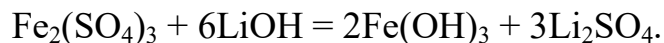
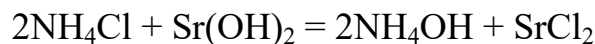
3. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



5. Луги взаємодіють з деякими солями:



Кислоти

До кислот відносяться хімічні сполуки, до складу яких входить один або декілька атомів водню, здатних заміщуватися на метал з утворенням солей. Група атомів, яка залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів водню, називається *кислотним залишком*.

По кількості атомів водню, що входять до складу кислоти і здатних заміщуватися атомами металів з утворенням солі, визначають її *основність*. Розрізняють кислоти одноосновні (HCl, HNO₃, HClO₄ і т.д.), двоосновні (H₂CO₃, H₂SO₃, H₂SO₄ і т. д.), триосновні (H₃BO₃, H₃PO₄, H₃AsO₄ і т. д.), чотириосновні (H₄SiO₄, H₄P₂O₇ і т. д.). Однак не всі атоми водню в деяких кислотах здатні заміщуватися атомами металів. Із двох атомів водню, що містяться в молекулі мурашиної кислоти HCOOH, тільки один, який входить до складу карбоксильної групи (-COOH), може бути заміщений атомами металу. Тому мурашина кислота є одноосновною. З цієї ж причини оцтова кислота також одноосновна, незважаючи на те, що до її складу входять чотири атоми водню (CH₃-COOH).

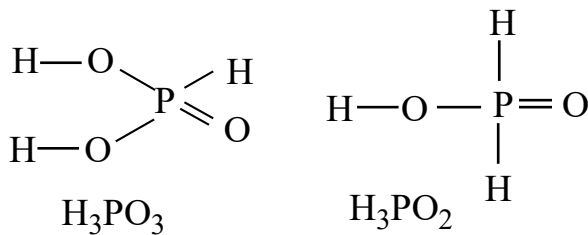
За хімічним складом кислоти поділяють на *безкисневі і кисневмісні*. До безкисневих кислот відносяться: HF, HCl, HBr, HI, H₂S, H₂Se і т. д.

Але більшість кислот відносяться до кисневмісних: H₂CO₃, H₂SiO₃, HNO₃, H₃PO₄, H₂SO₃, H₂SO₄, HClO₄ і т. д. Кисневмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів (ангідридів). Більшість таких оксидів безпосередньо сполучаються з водою, утворюючи гідрат-кислоту. Наприклад, сірчана кислота є гідратом оксиду сірки (VI).

Назви кислот. Назви кислот складаються з міжнародних назв кислотних залишків (див. додаток) додаванням закінчення *-на* та слова кислота. Міжнародні назви залишків кисневмісних кислот походять від назви кислотоутворюючого елемента та суфікса *-ат* (вищий ступінь окислення) або *-ит* (нижчий ступінь окислення). Якщо елемент здатний проявляти більше ніж два ступені окислення, до назви кислот додаються префікси *гіпо-* (найнижчий ступінь окислення) і *пер-* (найвищий ступінь окислення). Наводимо назви деяких кислот, виходячи із зазначених положень:

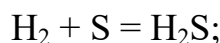
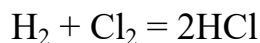
HF – фторидна	HClO – гіпохлоритна
HBr – бромідна	HClO ₂ - хлоритна
H ₂ S – сульфідна	HClO ₃ - хлоратна
H ₂ SO ₃ – сульфитна	HClO ₄ - перхлоратна
H ₂ SO ₄ – сульфатна .	

При утворенні кисневмісних кислот до молекули кислотного оксиду (ангідриду) може приєднуватися різна кількість молекул води. Ступінь окислення кислотоутворюючого атома залишається незмінною, але основність кислот буде різна. У таких випадках до назви кислоти з

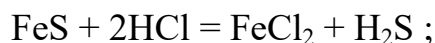
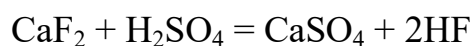


Одержання кислот :

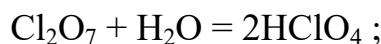
1. Безкисневі кислоти одержують при взаємодії відповідних неметалів з воднем з подальшим розчиненням продуктів у воді:



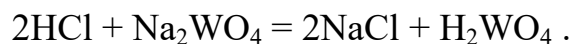
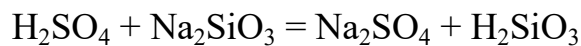
2. Безкисневі кислоти одержують при дії сильних кислот на відповідні солі безкисневих кислот:



3. Кисневмісні кислоти одержують при взаємодії ангідридів відповідних кислот з водою:

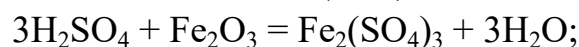
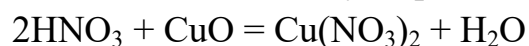


4. Якщо ангідриди кислот з водою не взаємодіють, то такі кислоти одержують при дії сильної кислоти на відповідну сіль даної кислоти:

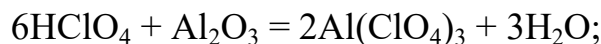
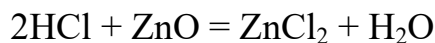


Властивості кислот :

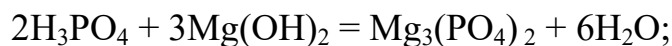
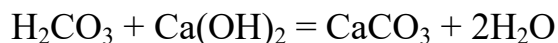
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води:



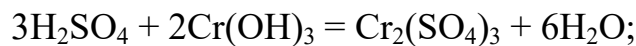
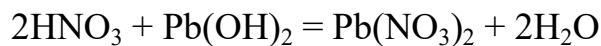
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



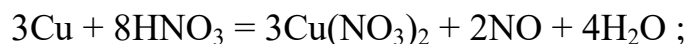
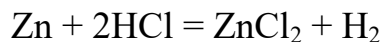
3. Взаємодія з основами з утворенням солей і води:



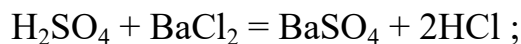
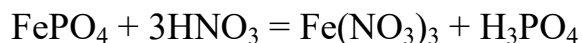
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



5. Взаємодія з металами по механізму окислювально-відновних реакцій:



6. Взаємодія з деякими солями (реакції обміну):

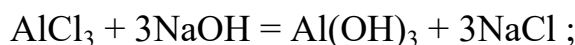
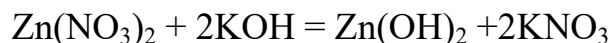


Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди - гідратні форми амфотерних оксидів, які проявляють слабкі основні і кислотні властивості.

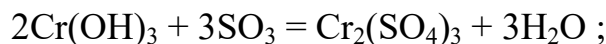
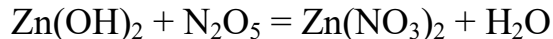
Одержання амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди одержують при взаємодії розчинів відповідних солей з еквівалентною кількістю розчину лугу (еквівалентну кількість для того, щоб уникнути розчинення гідроксиду в надлишку лугу):

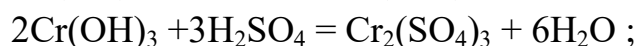
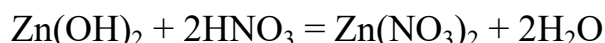


Хімічні властивості амфотерних гідроксидів :

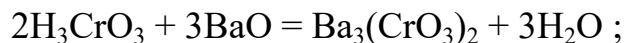
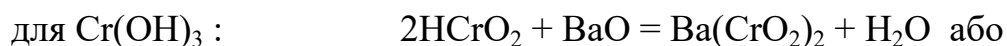
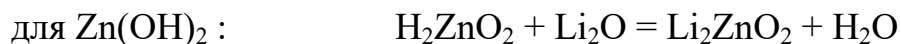
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води (проявляють властивості основ):



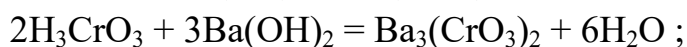
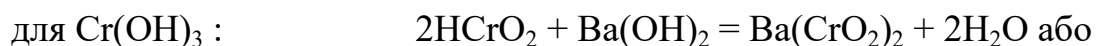
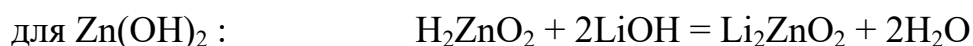
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води (проявляються властивості основ):



3. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води (проявляються властивості кислот):



4. Взаємодія з основами з утворенням солей і води (проявляють властивості кислот):



В залежності від реакцій, у яких приймають участь амфотерні гідроксиди, їх назви змінюються. Наприклад, у реакціях з кислотними оксидами і кислотами $Zn(OH)_2$ має назву гідроксид цинку, а в реакціях з основними оксидами і основами - цинкатна кислота.

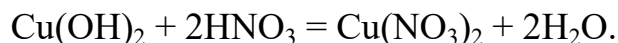
Соли

Соли можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів водню кислоти на атоми металів або гідроксильних груп основ на кислотні залишки. У деяких випадках водень у кислотах може заміщуватися не тільки металом, а й групою атомів, що мають позитивний заряд (катіон), наприклад NH_4^+ тощо.

В залежності від складу і властивостей солі поділяють на такі типи: *середні, кислі, основні, комплексні*.

Середні (нормальні) солі

Середні солі можна розглядати як продукти повного заміщення атомів водню кислот на метал (катіон), або гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.



Щоб вірно скласти формулу середньої солі, потрібно знати ступінь окислення металу і заряд кислотного залишку. З'єднуються вони між собою в таких співвідношеннях, щоб молекула солі була електронейтральною. Наприклад, $K^+(NO_3)^-$, $K_2^+(SO_4)^{2-}$, $K_3^+(PO_4)^{3-}$, $K_4^+(P_2O_7)^{4-}$ (змінюється заряд кислотного залишку, а ступінь окислення металу не змінюється) або $Li^+(NO_3)^-$, $Mg^{2+}(NO_3)_2^-$, $Fe^{3+}(NO_3)_3^-$, $Ti^{4+}(NO_3)_4$ (змінюється заряд іона металу, а заряд кислотного залишку залишається незмінним).

Назви середніх солей

Назви солей виводять із назви кислоти і металу, з яких вони утворені. Береться назва кислотного залишку у називному відмінку і назва металу, який входить до складу солі, у родовому відмінку. Наприклад:

$Ca(NO_3)_2$ - нітрат кальцію

$AlCl_3$ - хлорид алюмінію

$Ca(PO_3)_2$ - метафосфат кальцію

$Ca_3(PO_4)_2$ - ортофосфат кальцію

$KClO$ - гіпохлорит калію

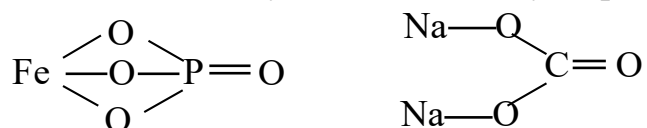
KClO₄ - перхлорат калію

Na₂PbO₂ - плюмбіт натрію.

Якщо метал може проявляти різний ступінь окислення і утворювати кілька солей, у їхніх назвах ступінь окислення вказується римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад, FeSO₄ - сульфат заліза(II), Fe₂(SO₄)₃ - сульфат заліза(III); PbCl₂ - хлорид свинцю (II), PbCl₄ - хлорид свинцю (IV).

У додатку наведені назви аніонів, за допомогою яких можна вірно давати назви солям. Крім того, деякі солі мають розповсюджені побутові і технічні назви, які не відповідають номенклатурним вимогам. Більшість з них можна знайти в додатку.

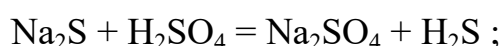
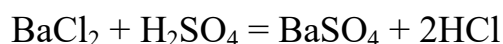
При складанні графічних формул середніх солей слід виходити із графічних формул кислот, замінюючи в них атоми водню на атоми металу із дотриманням правила електронейтральності молекул. У кисневмісних кислотах метал з'єднується з кислотоутворюючим атомом через кисень:



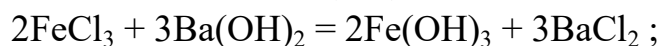
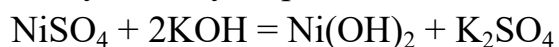
Для безкисневих кислот атоми металу безпосередньо з'єднуються з атомами неметалу. Наприклад, Cl — Ca — Cl

Хімічні властивості середніх солей :

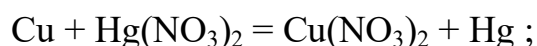
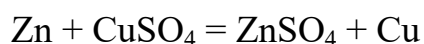
1. Взаємодія з деякими кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти:



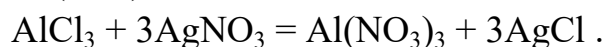
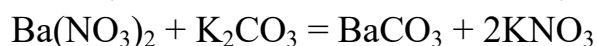
2. Взаємодія з лугами з утворенням нової солі і нової основи:



3. Взаємодія з металами, які більш активні, ніж метал, що входить до складу солі:



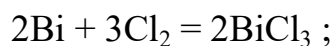
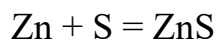
4. Деякі солі можуть взаємодіяти між собою, утворюючи дві нові солі:



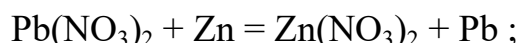
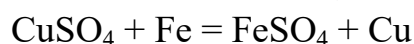
Одержання середніх солей

Відомо багато способів одержання солей, але не кожену сіль можна одержати всіма способами. Нижче наведено найбільш типові реакції, за допомогою яких можна одержувати середні солі:

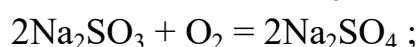
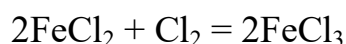
1. Взаємодія металів з неметалами (сіркою, галогенами):



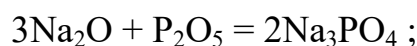
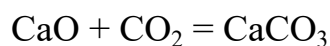
2. Взаємодія солей з металами (згідно ряду активності):



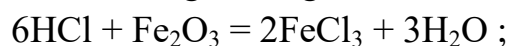
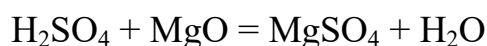
3. Взаємодія солей з неметалами:



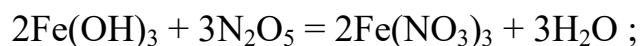
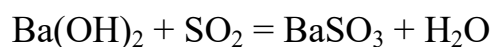
4. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



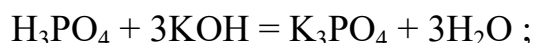
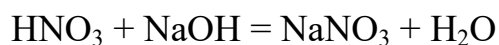
5. Взаємодія кислот з основними оксидами:



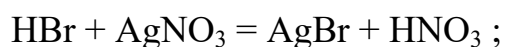
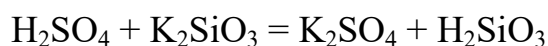
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



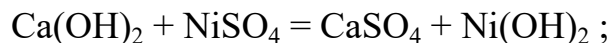
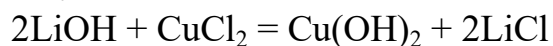
7. Взаємодія кислот з основами:



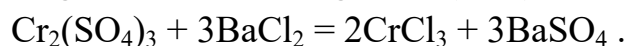
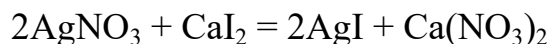
8. Взаємодія кислот з солями:



9. Взаємодія лугів з солями:

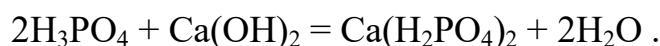
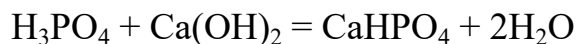
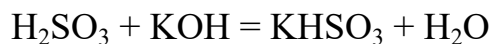


10. Взаємодія двох різних солей



Кислі солі

Кислі солі - продукти неповного заміщення атомів водню в кислоті на метал. Кислі солі можуть утворювати лише багатоосновні кислоти. Наприклад:



Процес складання формул кислих солей залишається таким, як і для середніх солей: визначається заряд катіона і кислотного залишку і ці частинки з'єднуються між собою у співвідношенні, яке не порушує принцип електронейтральності молекул. Заряд кислотного залишку (з від'ємним знаком) дорівнює кількості атомів водню, втрачених кислотою. Наприклад, для H_3PO_4^0 : $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{1-}$, $(\text{HPO}_4)^{2-}$, $(\text{PO}_4)^{3-}$. В даному випадку кислі солі можуть утворити аніони $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$ і HPO_4^{2-} .

Для ряду катіонів Li^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} можна написати такі формули кислих солей: LiH_2PO_4 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, $\text{Ti}(\text{H}_2\text{PO}_4)_4$ та



Назви кислих солей утворюють від назв відповідних катіонів, кислот і префікса *гідро-*, який підкреслює наявність атомів водню в їх складі. Якщо молекула солі містить декілька атомів водню, то до префікса *гідро-* додають відповідні грецькі числівники *ди-*, *три-*, *тетра-*, які вказують на кількість цих атомів. Наприклад,

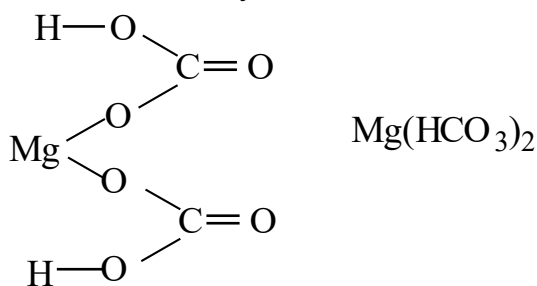
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ - гідроортофосфат амонію

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ - дигідроортофосфат амонію

MnHPO_4 - гідроортофосфат марганцю

$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ - дигідроортофосфат марганцю .

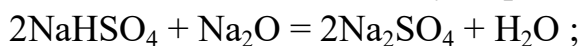
Графічне зображення кислих солей здійснюється аналогічно графічному зображенню середніх солей, але з тією різницею, що не всі атоми водню заміщуються на метал. Наприклад,



Хімічні властивості кислих солей

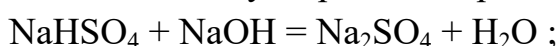
Кислі солі - це «гібриди» середніх солей і кислот, тому для них характерні хімічні властивості, які належать обом цим класам. Наведемо деякі з них:

1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням середніх солей і води:

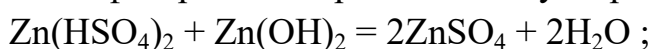


2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням середніх солей і води: $\text{Zn}(\text{HSO}_4)_2 + \text{ZnO} = 2\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} ;$

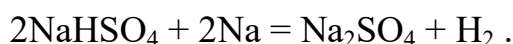
3. Взаємодія з основами з утворенням середніх солей і води:



4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:

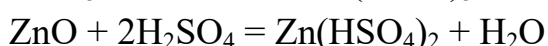
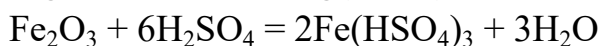
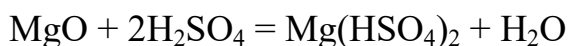
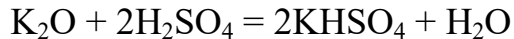


5. Взаємодія з активними металами з утворенням середніх солей і виділенням водню:

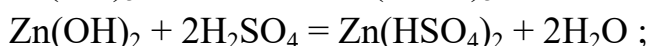
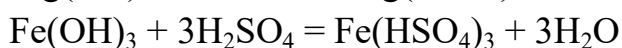
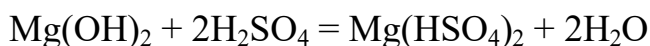
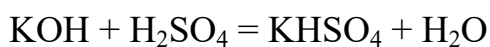


Одержання кислих солей

1. Взаємодія основних або амфотерних оксидів з багатоосновними кислотами у стехіометричних співвідношеннях оксид:кислота=1:2, 1:3 тощо:



2. Взаємодія основ або амфотерних гідроксидів з багатоосновними кислотами у стехіометричних співвідношеннях гідроксид : кислота = 1:2, 1:3 тощо:



3. Взаємодія середньої солі з відповідною багатоосновною кислотою:



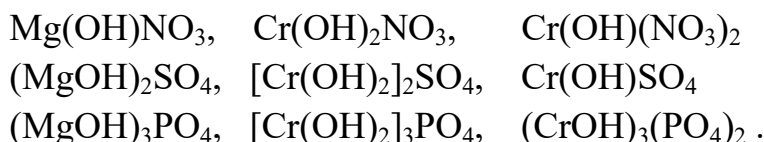
Основні солі

Основні солі можна розглядати як продукти неповного заміщення гідроксильних груп основ або амфотерних гідроксидів на кислотні залишки. Основні солі утворюють багатокислотні основи. Приклади основних солей:

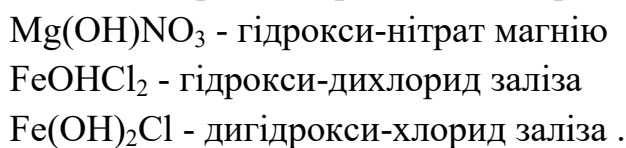


Формули основних солей складаються із залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів, які частково втратили гідроксильні групи, і кислотних залишків. Як і у всіх інших попередніх випадках повинен бути витриманий принцип електронейтральності молекул.

Заряд залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів завжди позитивний і визначається кількістю втрачених гідроксильних груп. Двокислотна основа може утворити один ряд основних солей, трикислотна - два ряди. Наприклад, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ дає залишок MgOH^+ ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - $\text{Cr}(\text{OH})_2^{1+}$, CrOH^{2+} . З аніонами кислот різної основності (як приклад візьмемо NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) ці залишки можуть утворити:

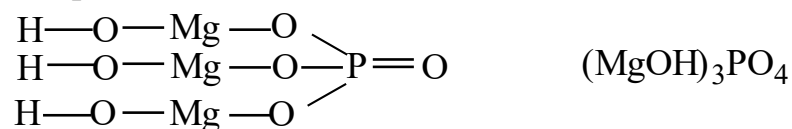


Назви основних солей починаються із префікса *гідрокси-*, далі через дефіс вказується кислотний залишок, який входить до складу солі, і закінчуються назвою металу у родовому відмінку. Для визначення кількості гідроксильних груп і кислотних залишків використовують числівники *ди-*, *три-*, *тетра-* і т. д. Наприклад,



При складанні графічних формул основних солей на місце втрачених гідроксильних груп основи або амфотерного гідроксиду розміщують кислотні залишки.

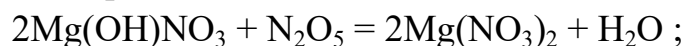
Наприклад,



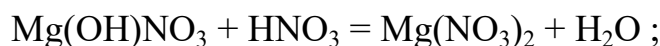
Хімічні властивості основних солей

Основні солі поєднують у собі якості солей та основ і відповідно проявляють хімічні властивості, які характерні для цих двох класів неорганічних сполук:

1. Подібно до основ основні солі здатні реагувати з кислотними оксидами з утворенням середніх солей:



2. Основні солі здатні реагують з кислотами з утворенням середніх солей:

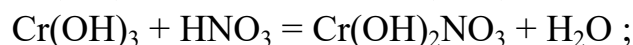
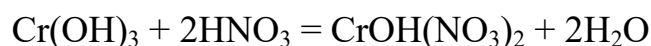


3. Деякі основні солі з часом або при нагріванні можуть втратити воду, перетворюючись у так звані оксосолі:

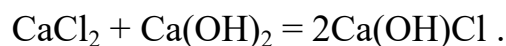


Одержання основних солей

1. Основні солі утворюються, коли взаємодіють багатокислотні основи або амфотерні гідроксиди з кислотами за умов, що кислоти недостатньо для повного заміщення відповідних гідроксильних груп. Наприклад,



2. Основні солі утворюються в деяких випадках, коли взаємодіють середні солі з основами, що містять однаковий катіон:

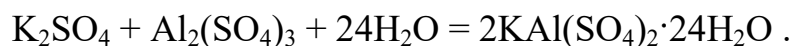


До середніх солей можуть бути віднесені так звані подвійні солі та змішані солі. *Подвійні солі* - це продукти заміщення атомів водню в молекулах кислот на атоми декількох різних металів або неметалічних катіонів – атомних угруповань: NaKSO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$.

Подвійні солі можна добути при взаємодії будь-якої багатоосновної кислоти з різними основами:



Або під час одночасної кристалізації різних солей:



Змішані солі - це продукти заміщення гідроксильних груп багатокислотних основ різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно - кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот :



Змішані солі можна добути при взаємодії багатокислотних основ з різними кислотами, як показано вище.

Вивчення оксидів, основ, кислот, амфотерних гідроксидів, солей свідчить, що між цими сполуками існує логічний зв'язок, який бере початок з періодичної системи елементів. При цьому можна виділити дві лінії зв'язку: одна йде від металів, друга - від неметалів.

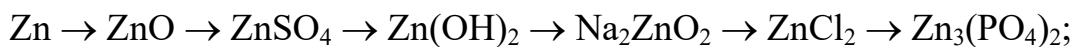
Питання для самоперевірки

1. Визначити ступені окислення елементів у сполуках: Fe_2O_3 , H_2S , HNO_3 , H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$, Na_3AlO_3 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, K_3AsO_4 , MnSO_4 , Na_2O_2 .

2. Які з наведених оксидів можуть реагувати з водою безпосередньо: CaO , CuO , SiO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , BaO , SO_3 , CoO , MnO_2 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , ZnO , NO_2 ?

3. Які оксиди відповідають таким сполукам: H_2SO_3 ; NaOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2CO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; HPO_3 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; H_3AlO_3 ; H_2SiO_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; CaBeO_2 ; HMnO_4 ; H_2CrO_4 ?

4. Написати рівняння реакцій, які відповідають наступним перетворенням:



$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3?$

5. Скласти молекулярні та структурно-графічні формули гідроксидів барію та заліза (III), дифосфорної та сірчаної кислот, сульфату натрію, нітрату заліза (II), хлориду алюмінію.

6. Написати чотири рівняння реакцій взаємодії гідроксиду міді (II) з ортофосфорною кислотою з врахуванням можливості утворення середньої, двох кислих та основної солі.

7. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність ZnO , Cr_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$.

8. За допомогою яких реакцій можна одержати ортофосфат кальцію п'ятьма способами?

9. Які з наведених оксидів будуть попарно реагувати між собою: Na_2O , CaO , SO_2 , Fe_2O_3 , ZnO , SiO_2 ? Написати відповідні рівняння реакцій.

10. Як перетворити основні та кислі солі в середні? Скласти рівняння реакцій перетворення дигідроксихлориду заліза (III) та дигідрофосфату кальцію в середні солі.

11. Які речовини можуть попарно реагувати між собою: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, BeO , H_3PO_4 (з врахуванням можливостей утворення середніх, кислих та основних солей)? Скласти рівняння відповідних реакцій.

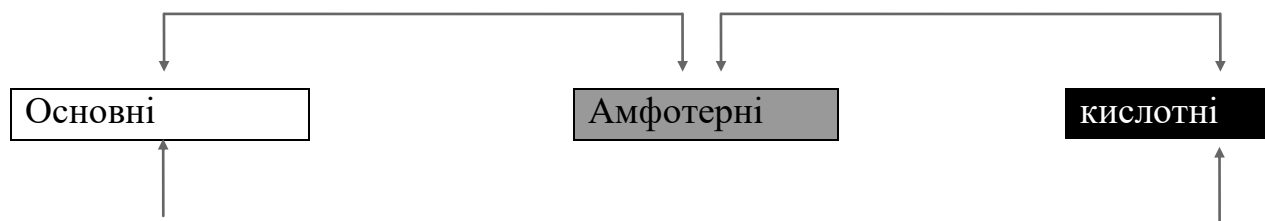
Приклад рішення завдання:

Дані речовини: $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , Na_2O

Визначити, до якого класу неорганічних речовин відносяться вказані сполуки:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ - амфотерний гідроксид; H_2SO_4 - кислота; Na_2O - основний оксид.

Визначити, які речовини можуть попарно реагувати, враховуючи таку схему:



Враховуючи характер наведених у завданні речовин, між собою можуть попарно взаємодіяти:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ і H_2SO_4 ;

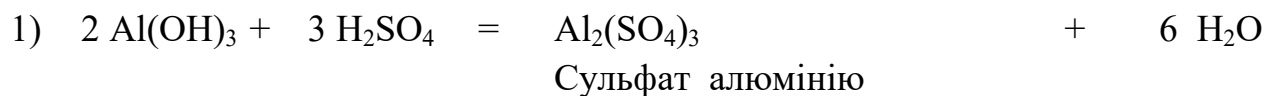
H_2SO_4 і Na_2O ;

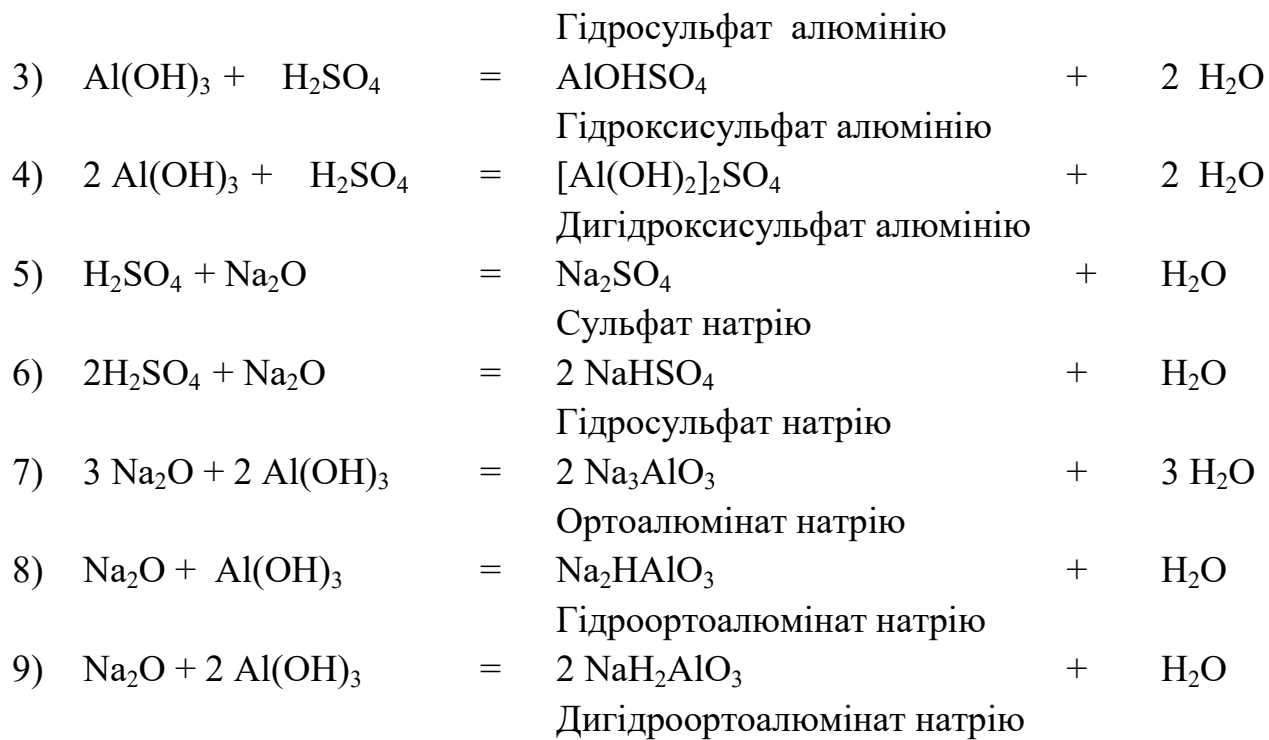
Na_2O і $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Прийнявши до уваги те, що $\text{Al}(\text{OH})_3$ або H_3AlO_3 - трьохкислотний гідроксид або трьохосновна кислота, то він може утворювати, крім середніх, ще й кислі та основні солі;

H_2SO_4 - двохосновна кислота, може утворювати середню та кислу сіль.

Таким чином, можливі наступні реакції між вказаними речовинами :





Лабораторні досліді

Дослід 1. Взаємодія оксидів з водою.

Внести в три пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки) CaO, CuO, ZnO. Додати в кожен пробірку 5-10 крапель дистильованої води та перемішати вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Одержання нерозчинних у воді гідроксидів.

Внести у пробірки № 1, 2, 3, 4, 5 по 1-4 краплі розчинів солей заліза (III) (FeCl_3 чи $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), міді (CuSO_4 або $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ або CuCl_2), марганцю (MnSO_4 або $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ або MnCl_2), нікелю (NiSO_4 або $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ або NiCl_2), кобальту (II) (CoSO_4 або $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ або CoCl_2). Додати в кожен пробірку по 1-2 краплі розчину будь-якого лугу. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій та відмітити колір осаду в кожній пробірці. Пояснити, чому змінюється колір осаду гідроксиду марганцю(II). До осаду у пробірці 1 і 2 додати по краплям розчину H_2SO_4 і описати реакції, які при цьому відбуваються.

РІВНЯННЯ	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{MnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів.

У три пробірки помістити по 1-2 краплі розчину лугу. У першу по краплям додати розчину солі алюмінію (AlCl_3 чи $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) до утворення осаду, в другу – солі цинку (ZnCl_2 чи ZnSO_4) до утворення осаду, в третю – солі хрому (III) ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$) також до утворення осаду. Кожен з одержаних осадів розділити на дві пробірки. До однієї частини осаду додати розчин азотної кислоти HNO_3 , до другої частини – розчин лугу. Що при цьому спостерігається? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{NaOH} \rightarrow$

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\dots + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. *Взаємодія солі з сіллю (реакції обміну).*

У пробірку № 1 помістити 2-3 краплі розчину BaCl_2 , додати стільки ж розчину Na_2SO_4 ; в пробірку № 2 – 2-3 краплі розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і додати 1-2 краплі розчину KI ; в пробірку № 3 – 2-3 краплі розчину CoSO_4 і додати 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій, вказати забарвлення осадів.

РІВНЯННЯ	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CoSO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. *Взаємодія основних оксидів з кислотами*

У пробірку помістити 1—2 крихти CuO , додати 3—4 краплі розчину HCl і підігріти. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. *Взаємодія кислотного оксиду з лугом*

У пробірку налити 2—3 см розчину $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і пропустити у цей розчин вуглекислий газ із апарата Кіппа. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Одержання кислої солі

У 3—4 мл розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$ пропустити вуглекислий газ із апарата Кіппа. Що відбувається? В одержаний осад пропустити надлишок CO_2 до розчинення осаду. Що відбулося? Написати рівняння реакцій. Як гідрокарбонат кальцію можна перетворити у карбонат кальцію?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.3 Лабораторна робота 3. Електронні формули елементів, визначення їх валентності та ступенів окислення в сполуках. Оцінка хімічного зв'язку та будова молекул кислот, основ, солей, оксидів

Методичні рекомендації для виконання лабораторної роботи.

Поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.

Що треба знати:

1. сучасні уявлення про будову атома ;
2. поняття про орбіталі , геометричні форми орбіталей;
3. квантові числа, їх зміст та позначення; принцип Паулі;
4. енергетичні рівні та підрівні;
5. електронні формули атомів; послідовність заповнення електронами рівнів та підрівнів; Правило Хунда, правило Клечковського;
6. валентні електрони атома; нормальний та збуджений стан атома;
7. валентність атома; кількісна характеристика валентності;

8. ступінь окислення елемента;
9. сучасні уявлення про природу хімічного зв'язку та умови, необхідні для його реалізації;
10. ковалентний зв'язок, та способи його утворення;
11. іонний зв'язок та його природа;
12. водневий зв'язок та його природа;
13. металічний зв'язок.

Що треба вміти:

1. розрізняти поняття “орбіта “ та “орбіталь” ;
2. визначати кількість електронів на енергетичному рівні;
3. знаходити максимально можливу кількість електронів на даному рівні, підрівні;
4. визначати число неспарених електронів в нормальному та збудженому станах;
5. визначати максимальні валентні можливості атомів;
6. розраховувати ступені окислення елементів в сполуках;
7. визначати умови ,за яких можлива реалізація обмінного та донорно-акцепторного методів утворення ковалентного зв'язку;
8. пояснювати причинність відміни полярного ковалентного зв'язку від неполярного;
9. пояснювати двоїстість природи водневого зв'язку;
10. визначати тип хімічного зв'язку, використовуючи довідкові дані про характеристики атомів, що його утворюють;
11. пов'язувати тип і характеристики хімічного зв'язку між атомами з хімічними властивостями сполук і їх поведінкою.

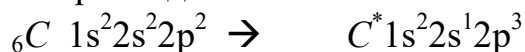
ВАЛЕНТНІ МОЖЛИВОСТІ АТОМІВ, ЇХ СТЕПЕНІ ОКИСЛЕННЯ

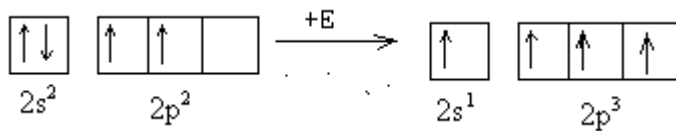
Під валентністю елемента розуміють його здатність до утворення хімічних зв'язків.

Чисельне значення валентності дорівнює кількості неспарених електронів (число ковалентних зв'язків, яке утворює атом).

Характеристику валентних можливостей можна одержати із знаходження електронів на зовнішньому рівні.

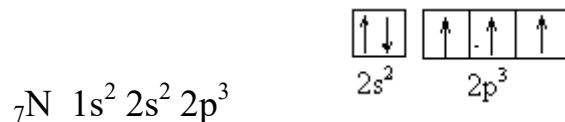
Наприклад.





В нормальному стані атом вуглецю має 2 неспарених електрона, в збудженому 4. Атом вуглецю може мати валентність 2 і 4

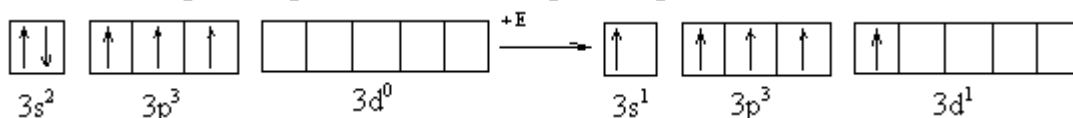
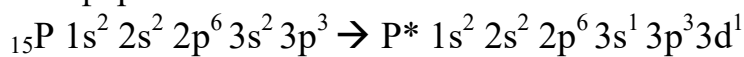
Азот:



Атом азоту не може бути переведений у збуджений стан, тому що нема в нього вільних орбіталей, куди б міг перейти 2s-електрон.

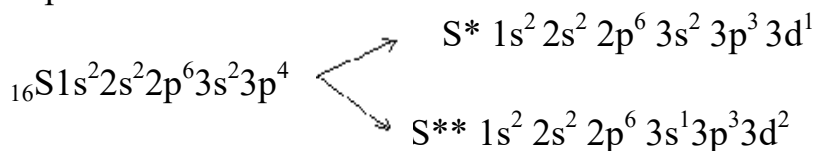
Азот проявляє валентність 3, тому що може утворювати три ковалентні зв'язки, але максимально можлива валентність – 4, бо може утворювати три ковалентні зв'язки і один донорно – акцепторний за рахунок неподіленої $2s^2$ – пари електронів.

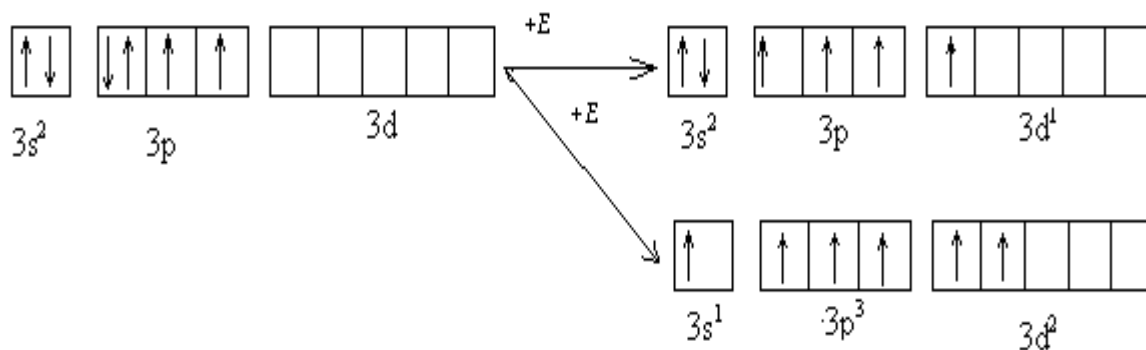
Фосфор:



Фосфор може проявляти валентність 3 в основному стані і бути 5 – валентним в збудженому стані, тому що один з 3s-електронів переходить на d – орбіталь.

Сірка:





З графічних формул видно, що у сірки можлива валентність 2, 4, 6.

В хімії наряду з валентністю широко застосовується таке поняття, як ступінь окислення елемента.

Степінь окислення – це умовний заряд атома, розрахований, виходячи з положення, що молекула складається з іонів.

Для визначення ступеня окислення треба мати на увазі:

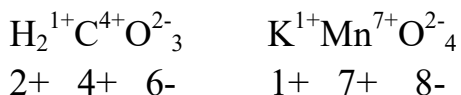
Атоми кисню мають ступінь окислення 2- (виключаючи F_2O і пероксида).

Атоми водню мають ступінь окислення 1+ (виключаючи гідриди).

Степінь окислення металів в сполуках з неметалами завжди має позитивне значення.

Степінь окислення елемента, що має більшу електронегативність, завжди негативна по відношенню до другого елемента.

Враховуючи нейтральність молекул речовин, можна розрахувати ступінь окислення любого елемента.



Валентність і ступінь окислення – поняття різні. Степінь окислення не відображує стан атома в молекулі і його не можна ототожнювати з валентністю елементів.

Наприклад. В молекулах H_2 і O_2 ступені окислення дорівнюють нулю, а валентність відповідно 1, 2.

В деяких випадках валентність співпадає з абсолютною величиною ступеня окислення.

Наприклад. В молекулі CaO валентність і кальцію, і кисню 2, а ступінь окислення кальцію 2+, а кисню 2-. В молекулі NH_3 валентність азоту 3, а ступінь окислення 3-

Хімічний зв'язок

Хімічні елементи зустрічаються в природі в основному у вигляді складних або простих речовин, атоми яких сполучені хімічними зв'язками. При утворенні між атомами хімічного зв'язку потенційна енергія молекули зменшується порівняно з енергією ізольованих атомів, з яких вона утворена за рахунок перерозподілу електронної густини.

Хімічний зв'язок між атомами здійснюється за рахунок валентних електронів, але утворюється по різному. Тип хімічного зв'язку, що реалізується, залежить від хімічної природи елементів, яка зумовлюється здатністю атомів віддавати або приєднувати електрони, тобто від електронегативності елементів (додаток 2 підручника). Розрізняють такі основні типи хімічного зв'язку: іонний, ковалентний, донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку, водневий, металічний.

Іонний зв'язок

Іонний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають велику різницю в значеннях електронегативності, різниця перевищує 1,7. Величини електронегативності атомів використовують для визначення ступеня іонності зв'язку, що утворюється при взаємодії певних атомів. Чим більша різниця між електронегативностями двох атомів, тим більш йонний зв'язок утворюється між ними.

Для виконання приблизних розрахунків можна виходити із пропорції, у якій приймають, що для $\Delta\chi = 1,7$ ступінь йонності зв'язку складає 50%. Так, наприклад, для NH_3 $\Delta\chi = \chi_{\text{N}} - \chi_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$, а звідси $i = 26,5\%$, що повністю тотожно попереднім розрахункам за $Z_{\text{еф}}$.

Однак сполук, що складаються з простих йонів небагато, і тому у більшості випадків можна говорити лише про переважне проявлення йонного зв'язку, коли, наприклад, ступінь йонності перевищує 50%.

Молекули, що побудовані за рахунок зміщення електронної густини від одного атома до іншого мають форму *електричного диполю* і кількісно можуть характеризуватися *електричним дипольним моментом* (μ), який дорівнює добутку позитивного заряду диполя (g^+) на довжину диполю (l), тобто відстані між центрами тяжіння позитивного та негативного зарядів:

$$\mu = g^+ \cdot l.$$

Наприклад, для двохатомної молекули **HF** центр тяжіння позитивного заряду молекули співпадає з ядром атома **H**, а негативного заряду – з

атомом F; довжина диполу дорівнює між'ядерній відстані атомів. Дипольний момент молекули та між'ядерну відстань у ній визначають експериментально. Знаючи ці величини можна розрахувати значення ефективних зарядів атомів: $g = \mu : l$.

Якщо молекули складаються з однакових атомів (H₂, O₂), то їх ефективні заряди рівні нулю, а якщо з різних атомів – то відрізняються від нуля. Але при цьому вони завжди менші від прийнятих значень ступенів окиснення атомів у молекулах, бо останні є умовними (розрахунковими) показниками. Так, в HF розрахункові заряди для фтору -1, для водню +1, а ефективні – відповідно -0,42 та +0,42.

Відношення ефективного заряду атома у молекулі (Z_{еф}) до розрахункового (Z_{роз}) вказує на ступінь йонності зв'язку (i):

$$i = \frac{Z_{ef}}{Z_{роз}} \cdot 100, \quad \%$$

Наприклад, ступінь йонності зв'язку у різних сполуках:

Сполуки	CH ₄	NH ₃	KMnO ₄	H ₂ O	HF	KClO ₃	LiF
Z _{еф} катіону	+0,065	+0,27	+0,30	+0,33	+0,42	+0,70	+0,84
i	6,5	27	30	33	42	70	84

Ковалентний зв'язок

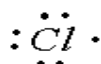
Розрізняють неполярний і полярний ковалентний зв'язок.

Неполярний зв'язок характерний для молекул простих речовин H₂, Cl₂, F₂, O₂, N₂, та інших, атоми яких мають однакові значення електронегативності.

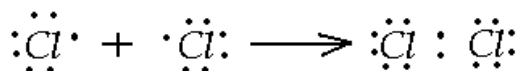
Зв'язок відбувається за рахунок спільних електронних пар, які знаходяться на однаковій відстані від кожного атома в молекулі і характеризується симетричним розподіленням електричних зарядів між атомами.

Наприклад. Розглянемо утворення молекули хлору.

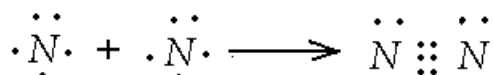
У атома хлору на зовнішньому енергетичному рівні знаходяться 7 електронів, які схематично можна зобразити крапками:



Один електрон неспарений. При утворенні молекули неспарені електрони утворюють спільну електронну пару:



В молекулі азоту три спільні електронні пари, тому що в кожному атомі є три неспарених електрона:



Полярний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають різні значення електронегативності, різниця яких менша 1,7. Такі молекули називають полярними, тому що електричні заряди розподілені несиметрично. Зв'язок виникає за рахунок загальних електронних пар, зміщених до атома з більшим значенням електронегативності.

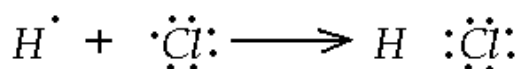
Наприклад. Розглянемо молекулу HCl

$$E\text{H}(\text{Cl}) = 3,0$$

$$E\text{H}(\text{H}) = 2,1$$

$$\text{Різниця } E\text{H} \text{ складає } 3,0 - 2,1 = 0,9 < 1,7.$$

При утворенні молекули неспарені електрони атомів водню утворюють спільну електронну пару, зміщену до хлору.



Полярність молекули характеризується дипольним моментом $\mu = q \cdot l$, де q - величина заряду;

l - відстань між центрами позитивних і негативних зарядів.

Чим більша полярність молекули, тим сильніше зміщені валентні електронні пари до одного з атомів, тим більше μ .

Донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку (координаційний).

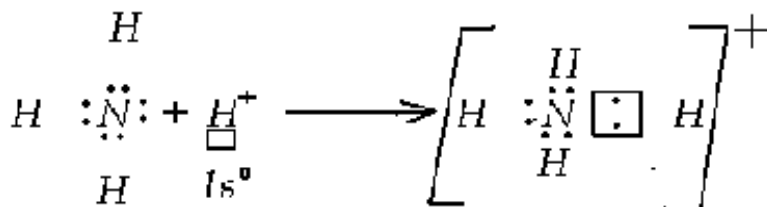
Донорно-акцепторний зв'язок утворюється між різними сполуками, коли в одній є атом, який має невикористані пари електронів(донор), а в

другий – іон, який має вільні орбіталі (акцептор). Донор віддає пари електронів на вільні орбіталі акцептора.

Наприклад. Розглянемо утворення іона NH_4^+



Азот в молекулі аміаку має вільну електронну пару і є донором. Іон водню має вільну $1s$ орбіталь, тому виконує роль акцептора.



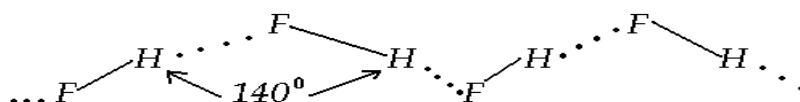
Такий зв'язок характерний при утворенні координаційних (комплексних) сполук, де в ролі донорів виступають атоми лігандів, а в ролі акцепторів-комплексоутворювачі.

Водневий зв'язок

Водневий зв'язок – міжмолекулярний. Він характерний для молекул, у склад яких входить водень, сполучений з елементом, який має велику ЕН (F, O, N , та інші). В таких молекулах спільна електронна пара сильно зміщена до елемента з великим значенням ЕН, цей елемент стає частково негативно заряджений, а водень практично перетворюється в протон. Протон однієї молекули електростатично притягується до елемента з великою ЕН другої молекули, що приводить до утворення водневого зв'язку.

Наприклад. Розглянемо водневий зв'язок між молекулами HF .

Фтористий водень у рідкому і газоподібному стані утворює стійкі полімерні ланцюжки.



Механізм утворення водневого зв'язку є донорно-акцепторним. В ролі донора виступає елемент з великою ЕН, в ролі акцептора-протон.

Водневий зв'язок тим сильніший, чим більша електронегативність донорного атома і чим менше його розміри.

Металічний зв'язок

Металічний зв'язок – багатоцентровий зв'язок, характерний для металів, їх сплавів та інтерметалічних сполук.

Атоми металів містять на зовнішньому рівні від 1 до 3 електронів, тому і мають багато вакантних електронних орбіталей. Валентні електрони відокремлюються від окремих атомів і стають спільними для всього кристалу. Так утворюються позитивні іони металу та «електронний газ» – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв'язують багато іонів.

Питання для самоперевірки

1. У чому виражається двоїстість природи електрона ?
2. Що характеризує спінове квантове число та які його значення?
3. Який взаємозв'язок головного числа та кількості підрівнів (орбіталей) на ньому?
4. Яку геометричну форму мають s, p та d- орбіталі?
5. Записати електронні формули атомів калію, кисню, марганцю.
6. Скільки електронних рівнів мають наступні іони: s^{2-} , s^{4+} , s^{6+} . Скласти електронні формули цих іонів?
7. Які особливості заповнення 3-d підрівня атомів хрому та міді?
8. Скільки валентних електронів міститься в атомах елементів № 12, 20, 32?
9. В якій послідовності йде заповнення підрівнів 5s, 4p, 4d? Дати мотивовану відповідь.
10. Визначити ступені окислення елементів у сполуках: H_2SO_3 , H_2S , HNO_3 , $Al_2(SO_4)_3$, Na_2ZnO_2 , $NH_4H_2PO_4$
11. Сформулювати періодичний закон Д.І Менделєєва, в чому полягає його фізичне тлумачення.
12. Чим відрізняється головна підгрупа від побічної, виходячи з електронних структур атомів?
13. Як впливає збільшення порядкового номера елементів на зміну радіуса їх атомів (наприклад: II періоду та I-A групи)?

14. Що таке спорідненість атома з електроном?
15. Що таке відносна електронегативність атома? Як змінюється її величина у елементів в межах періодів та груп?
16. Перелічити основні відмінності властивостей вільних атомів s-, p- та d-елементів.
17. Перелічіть умови, які необхідні для реалізації ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом.
18. Що розуміють під насиченістю, направленістю та поляризованістю зв'язку?
19. Чи існує 100% ковалентний зв'язок? Дайте пояснення.
20. Яка природа водневого зв'язку? В сполуках яких елементів періодичної системи водневий зв'язок найімовірніший?

Вправи для виконання лабораторної роботи

Вправа 1. Обґрунтувати вибір вірної відповідь до питання:

№ питання	Варіанти відповідей
1	<i>За сучасними уявами атом - це</i>
1)	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
2)	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
3)	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
4)	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
№ питання	Варіанти відповідей
2	<i>Якими чотирма квантовими числами характеризується стан електрона в атомі ?</i>
1)	n, β , h, m_s

2)	α, l, e, m_l
3)	n, l, m_l, m_s
4)	n, l, e, α
№ питання	Варіанти відповідей
3	<i>Скільки протонів міститься в ядрі атома калію ?</i>
1)	20
2)	19
3)	39
4)	29
№ питання	Варіанти відповідей
4	<i>Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору ?</i>
1)	$s^2 p^1$
2)	$s^2 p^3$
3)	$s^2 p^5$
4)	$s^2 p^2$
№ питання	Варіанти відповідей
5	<i>Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сірки S^{2-}</i>
1)	6
2)	8
3)	2
4)	4
№ питання	Варіанти відповідей
6	<i>Яку найнижчу ступінь окислення може виявляти азот в сполуках ?</i>
1)	1-
2)	3-
3)	0
4)	2-
№ питання	Варіанти відповідей
7	<i>Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані ?</i>
1)	3
2)	5
3)	1

4)	2
№ питання	Варіанти відповідей
8	<i>Хімічний зв'язок виникає між атомами, якщо:</i>
1)	відбувається розпаровування валентних електронів
2)	збільшується енергія системи
3)	зменшується енергія системи
4)	Утворюється декілька спільних електронних пар
№ питання	Варіанти відповідей
9	<i>Іонний зв'язок реалізується, якщо:</i>
1)	між атомами утворюється хоч одна спільна електронна пара
2)	між атомами з різко відмінними електронегативностями відбувається передача валентних електронів і виникає електростатичне тяжіння
3)	атоми мають однакову електронегативність
4)	електронна густина між атомами не зміщується від одного атома до іншого
№ питання	Варіанти відповідей
10	<i>Скільки електронів беруть участь в утворенні зв'язків у молекулі Cl_2O_7?</i>
1)	14
2)	7
3)	28
4)	56
№ питання	Варіанти відповідей
11	<i>Який тип хімічного зв'язку утворюється у сполуці B_2O_3?</i>
1)	іонний
2)	ковалентний полярний
3)	водневий
4)	донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку
№ питання	Варіанти відповідей
12	<i>У якій сполуці зв'язок елемент-хлор має іонну природу: CCl_4, Cl_2O, $MgCl_2$, HCl?</i>
1)	CCl_4
2)	Cl_2O

3)	MgCl ₂
4)	HCl
№ питання	Варіанти відповідей
13	<i>В молекулі HF розрахункові заряди для фтору -1, для водню +1, а ефективні – відповідно -0,42 та +0,42. Розрахувати ступінь іонності зв'язку H—F в процентах.</i>
1)	0,42
2)	4,2
3)	42
4)	84
№ питання	Варіанти відповідей
14	<i>В молекулі NH₃ значення електронегативності для азоту 3,0 і для водню 2,1. Розрахувати ступінь іонності зв'язку N—H в процентах.</i>
1)	13,8
2)	26,5
3)	40,2
4)	53,0
№ питання	Варіанти відповідей
15	<i>Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям іонів:</i>
1)	¹⁶ S 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
2)	⁸ O 1s ² 2s ² 2p ⁶
3)	¹⁴ Si 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²
4)	⁶ C 1s ² 2s ¹ 2p ³

3.4 Лабораторна робота 4. Розчини. Вивчення правил складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи.

Що треба знати:

1. Які системи називаються розчинами?
2. В чому полягає відмінність розчинів від хімічних сполук?
3. Від яких факторів залежить розчинність?
4. Теплові ефекти при розчиненні.
5. Способи вираження концентрації розчинів.
6. Як визначають еквіваленти кислот, основ, солей?
7. В чому полягає механізм електролітичної дисоціації?
8. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
9. Що таке ступінь електролітичної дисоціації?
10. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації?
11. Які електроліти відносяться до сильних та слабких?
12. Направленість реакцій в розчинах електролітів.
13. Що таке константа дисоціації?

Що треба вміти:

1. Складати рівняння дисоціації кислот, гідроксидів та солей.
2. Писати повні та скорочені іонні рівняння.
3. Робити розрахунки кількості розчиненої речовини (наважки) і кількості розчинника при приготуванні розчинів різної концентрації.

Про що треба мати уявлення:

1. Явища гідратації іонів.
2. Добуток розчинності малорозчинних речовин.

Розчин - це однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Наприклад, розчин гідроксиду натрію складається з розчинника - води, розчиненої речовини - гідроксиду натрію та продуктів їх взаємодії - гідратованих іонів Na^+ і OH^- .

Компонент, що міститься в більшій кількості, а також, при утворенні розчину, не змінює свого агрегатного стану називається розчинником.

Відповідно до агрегатного стану розчини бувають: газоподібні, рідкі і тверді.

Прикладами газоподібних розчинів є суміші газів, повітря; рідких - розчини кислот, солей, етанолу у воді, твердих - скло, сплав срібла і золота.

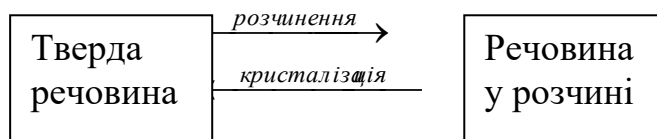
Розчинність речовин. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається розчиненням.

За розчинністю у воді тверді речовини умовно поділяються на три групи: 1) добре розчинні; 2) мало розчинні; 3) практично нерозчинні. Якщо при тих же умовах розчиняються 0,01 - 1 г, то речовина вважається малорозчинною. А якщо при тих же умовах в розчин переходить менш ніж 0,01 г речовини, то її відносять до практично нерозчинних.

Слід зазначити, що абсолютно нерозчинних речовин у природі не існує.

Перехід речовини у розчин супроводжується поступовим збільшенням його концентрації. Але одночасно має місце і зворотній процес – виділення речовини із розчину (кристалізація).

Спочатку переважає процес розчинення, але з часом швидкості цих процесів стають однаковими і настає динамічна рівновага:



При цьому концентрація речовини, що розчиняється, залишається незмінною. Розчин, в якому досягається така рівновага, називається насиченим.

Розчин, у якому речовина більше не розчиняється при даній температурі, називається насиченим.

Розчин, у якому речовина ще може розчинитися за даної температури, називається ненасиченим.

У насиченому розчині за даної температури міститься максимально можлива кількість розчиненої речовини.

У ненасиченому розчині міститься менше речовини, ніж у насиченому, а у пересиченому розчині – більше, ніж у насиченому.

Пересичені розчини нестійкі.

Кількісно розчинність виражається концентрацією насиченого розчину.

Залежність розчинності речовин від їх природи, температури та тиску

Речовини іонної природи, або речовини, молекули яких є полярними (солі, луги, кислоти), добре розчиняються у полярних розчинниках (у воді).

Речовини молекулярної неполярної будови (I_2) погано розчиняються у воді.

На розчинність речовин впливає температура. З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується.

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску.

Взаємна розчинність рідин з підвищенням температури збільшується доти, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких співвідношеннях.

Розчинність газів зменшується з підвищенням температури.

На розчинність газів найсильніше впливає тиск: - при збільшенні тиску розчинність газів збільшується.

Теплові явища при розчиненні.

Розчинення речовин супроводжується виділенням або поглинанням теплоти. Так, при розчиненні у воді гідроксиду калію відбувається виділення теплоти (розчин розігрівається), а при розчиненні нітрату амонію спостерігається поглинання теплоти (розчин охолоджується). Виділення теплоти – це екзотермічний процес ($\Delta H < 0$), поглинання теплоти – це ендотермічний процес ($\Delta H > 0$).

Теплота розчинення ΔH – це кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час розчинення 1 моля речовини.

Під час розчинення утворюються нестійкі сполуки розчиненої речовини з розчинником - сольвати (якщо розчинником є вода – гідрати).

Процес розчинення речовини можна розглядати як сукупність таких процесів: 1) руйнування структури розчиненої речовини – відбувається руйнування зв'язків між іонами, атомами або молекулами; 2) взаємодія частинок розчиненої речовини з розчинником – сольватація (гідратація); 3) рівномірний розподіл сольватованих частинок у всьому об'ємі розчинника – дифузія.

Перший процес – руйнування структури речовини – відбувається з поглинанням теплоти – негативний тепловий ефект. Другий процес – утворення зв'язків супроводжується виділенням теплоти - позитивний тепловий ефект.

Загальний тепловий ефект процесу розчинення речовини залежить від співвідношення теплових ефектів першого і другого процесів. Відповідно до цього процес розчинення речовини може бути екзотермічним або ендотермічним.

Способи вираження складу розчинів.

Склад любого розчину може бути виражений як якісно, так і кількісно. При якісній оцінці розчинів використовують такі поняття, як розбавлений та концентрований розчини.

Розчин з відносно низьким вмістом розчиненої речовини називають розбавленим, а розчин з відносно великим вмістом розчиненої речовини – концентрованим.

Для більш точної кількісної оцінки розчинів використовують інші поняття: масова частка розчиненої речовини, молярна концентрація, тощо.

Масова частка розчиненої речовини (ω) – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до маси всього розчину.

$$\omega = \frac{m_{\text{реч(маса розчиненої речовини)}}}{m_{\text{розч(маса розчину)}}$$

Масову частку розчиненої речовини ω виражають в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – нітрату калію у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині нітрату калію масою 100 г міститься 5 г нітрату калію і 95 г води.

Процентна (масова) концентрація, (%) виражається числом грамів розчиненої речовини, що міститься в 100 г розчину.

$$C = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100$$

Молярна концентрація або молярність (M) виражається числом молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину (моль/л).

Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається молярним – 1М. 0,1М – децимолярний, 0,01М – сантимольярний. Наприклад, 1М КОН – одномолярний розчин гідроксиду калія; 1 л такого розчину містить 1моль речовини (КОН), або $1 \text{ М} \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г КОН}$. Щоб приготувати 1М розчин гідроксиду калія, треба зважити 56 г КОН, перенести в мірну колбу на 1л, додати дистильованої води, розчинити наважку і потім об'єм розчину довести до мітки.

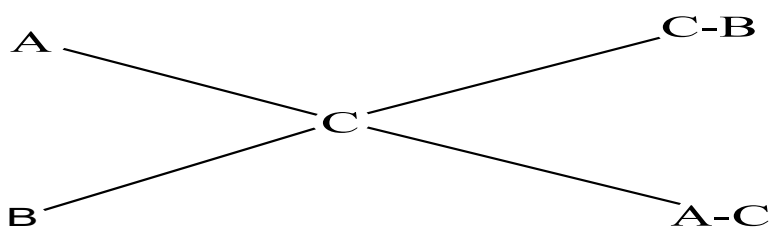
Нормальна концентрація N, н (нормальна або молярна концентрація еквівалента) визначається числом грам-еквівалентів (моль-еквівалентів) розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

Грам-еквівалент речовини чисельно дорівнює її еквіваленту і вимірюється в грамах.

1N – однонормальний розчин, в 1л якого міститься 1 еквівалент розчиненої речовини.

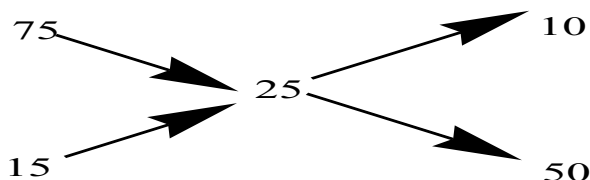
Титр, Т – кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину (г/мл).

На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна



скористатися діагональною схемою розрахунків (правило хреста), суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного квадрата пишуть концентрацію більш концентрованого вихідного розчину (А), а в лівому нижньому куту – менш концентрованого (В). В центрі умовного квадрата записується концентрація розчину, яку потрібно одержати (С). Потім віднімають по діагоналі із більшого числа менше. Відповідь одержують у вигляді чисел на протилежних кінцях діагоналей.

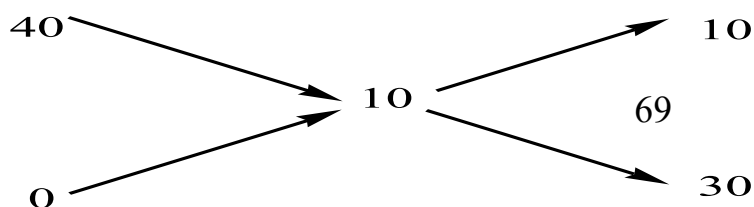
Приклад 1. Необхідно приготувати 25% розчин сірчаної кислоти шляхом змішування 75% і 15% розчинів. В яких вагових співвідношеннях потрібно змішати ці розчини?



Для одержання 25% розчину сірчаної кислоти потрібно змішати 10 вагових частин 75% розчину з 50 ваговими частинами 15% розчину.

Приклад 2. Розведення водою розчину певної концентрації.

Треба приготувати 10% розчин з 40% розчину.



Для цього потрібно взяти 10 вагових частин вихідного розчину і додати 30 вагових частин води.

Приклади розв'язування типових задач

1. Розрахувати масу хлориду калію та об'єм води, які треба взяти для приготування 5%-ного розчину хлориду калію масою 350 г.

Розв'язок:

1) Обчислюємо масу хлориду калію, необхідного для приготування розчину:

$$m(KCl) = \frac{m_{розч} \cdot \omega(KCl)}{100}, \text{ де } m_{розч.} - \text{ маса розчину, } \omega(KCl) - \text{ масова}$$

частка KCl.

$$m(KCl) = \frac{350 \cdot 5}{100} = 17,5 \text{ г}$$

Обчислюємо масу води, необхідної для приготування розчину:

$$m(H_2O) = m_{розч.} - m(KCl); \text{ Отже } m(H_2O) = 350 - 17,5 = 332,5 \text{ г.}$$

2. В 270 г води розчинили 30 г солі. Визначити масову частку розчиненої речовини (%) в розчині.

$$\text{Роз'язок: } m_{розчину} = 270 \text{ г} + 30 \text{ г} = 300 \text{ г.}$$

$$\omega = \frac{m_{реч}}{m_{розч}} \cdot 100\% = \frac{30}{300} \cdot 100 = 10\%$$

3. 1200 г розчину з масовою часткою хлориду натрію 20% упарили до 800 г. Визначити масову частку NaCl в одержаному розчині.

$$\text{Розв'язок: } m_{солі} = m_{розчину} \cdot \omega_1; m_{солі} = 1200 \text{ г} \cdot 0,2 = 240 \text{ г.}$$

При випарюванні розчину була видалена частина води, а кількість солі залишалась та сама. Отже:

$$\omega_2 = \frac{m_{солі}}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{240}{800} \cdot 100\% = 30\%$$

4. До 50 мл розчину H_2SO_4 з масовою часткою 96% та густиною 1,84 г/мл додали 250 мл води. Визначити масову частку (%) сірчаної кислоти в розчині після розведення.

Розв'язок:

Визначимо масу вихідного розчину: $m_{розчину1} = 50 \text{ мл} \cdot 1,84 \text{ г/мл} = 92 \text{ г.}$

$$\text{Визначимо вміст кислоти в цьому розчині: } m(H_2SO_4) = m_{розчину1} \cdot \omega_1;$$

$$m(H_2SO_4) = 92 \cdot 0,96 = 88,32 \text{ г } H_2SO_4.$$

$$\text{Маса води складає: } m(H_2O) = 250 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 250 \text{ г.}$$

$$\text{Маса розчину після розведення: } m_{(розчину2)} = m(H_2O) + m(H_2SO_4);$$

$$m_{\text{(розчину}_2)} = 250 \text{ г} + 92 \text{ г} = 342 \text{ г}.$$

Масова частка сірчаної кислоти в розчині після розведення:

$$\omega_2 = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{розчину}_2}} \cdot 100\% = \frac{88,32}{342} \cdot 100\% = 25,82\%$$

5. У 135,6 г води розчинили 64,4 г глауберової солі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
Визначити масову частку (%) безводної солі в розчині.

Розв'язок: $m_{\text{розчину}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$; $m_{\text{розчину}} = 135,6 + 64,4 = 200 \text{ г}$.

Знаходимо масу безводного сульфату натрію в кристалогідраті:

в 1 молі $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ міститься 1 моль Na_2SO_4 .

$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль}$,

$M_r \text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ г/моль}$,

$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль} \cdot 322 \text{ г/моль} = 322 \text{ г}$,

$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г}$.

Виходячи з цих, даних складаємо пропорцію:

в 322 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ міститься 142 г Na_2SO_4
в 64,4 г - X г Na_2SO_4

$$x = \frac{142 \cdot 64,4}{322} = 28,4 \text{ г}$$

Масова частка безводної солі в розчині:

$$\omega_2 = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{розчину}_2}} \cdot 100\% = \frac{28,4}{200} \cdot 100\% = 14,2\%$$

6. Визначити концентрацію (в моль/л) розчину, в 50 мл якого міститься 5,6 г гідроксиду калію.

Розв'язок:

$$M = \frac{\nu(\text{KOH})}{V_{\text{розч}}}, \text{ де } \nu(\text{KOH}) = m / M_r; M_r(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{KOH}) = \frac{5,6}{56} = 0,1 \text{ моль}; V_{\text{розчину}} = 50 \text{ мл} = 0,05 \text{ л};$$

$$M = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,05 \text{ л}} = 2 \text{ моль/л}$$

7. Визначити молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г сульфату натрію у 300 г води, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

Розв'язок: Визначаємо масу одержаного розчину:

$$m_{\text{розчину}} = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}); m_{\text{розчину}} = 42,6 + 300 = 342,6 \text{ г}.$$

$$\text{Об'єм розчину: } \rho = \frac{m}{V} \text{ або } V = \frac{m}{\rho} \text{ Звідси } V = \frac{342,6}{1,12} = 306 \text{ мл} = 0,306 \text{ л}$$

Кількість сульфату натрію складає:

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{Mr(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{42,6}{142} = 0,3 \text{ моль.}$$

Молярна концентрація при цьому становить:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} = \frac{0,3}{0,306} = 0,98 \text{ моль/л}$$

8. *Визначити масу осаду, який утворюється при взаємодії 15 г розчину з масовою часткою хлориду барію 5% з 10 г розчину сульфату натрію (масова частка сульфату натрію 8%).*



Визначаємо масу і кількість речовини хлориду барію в розчині:

$$m(\text{BaCl}_2) = m_{\text{розчину}} \cdot \omega; \quad m(\text{BaCl}_2) = 15 \cdot 0,05 = 0,75 \text{ г;}$$

$$\nu(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{Mr(\text{BaCl}_2)} = \frac{0,75}{208} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

Маса і кількість речовини сульфату натрію в розчині:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m_{\text{розчину}} \cdot \omega = 10 \cdot 0,08 = 0,8 \text{ г;}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{Mr(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,8}{142} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

Із рівняння реакції видно, що кількість взятої речовини ($3,6 \cdot 10^{-3}$ моль) хлориду барію менша за кількість речовини осаджувача ($5,6 \cdot 10^{-3}$ моль Na_2SO_4). Отже Na_2SO_4 взято з надлишком і розрахунки потрібно робити за хлоридом барію.

Із рівняння реакції видно: $\nu(\text{BaSO}_4) = \nu(\text{BaCl}_2)$; $\nu(\text{BaSO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-3}$ моль.

Визначаємо масу осаду: $m(\text{BaSO}_4) = \nu(\text{BaSO}_4) \cdot Mr(\text{BaSO}_4)$;

$$m(\text{BaSO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-3} \cdot 233 = 0,838 \text{ г.}$$

Електроліти та неелектроліти.

Електроліти - це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

Неелектроліти - це речовини, розчини чи розплави яких не проводять електричний струм.

Оскільки електричний струм можуть перенести лише електрично заряджені частинки (позитивні або негативні), то в розчинах електролітів знаходяться іони, утворені внаслідок розпаду молекул відповідного електроліту.

Теорію електричної дисоціації розробив шведський фізико-хімік С.Арреніус (1887 - 1888 р.р.).

Дисоціація (від лат dissociatio - роз'єднання) - це розпад частинки (молекули, радикалу, іону) на декілька більш простих частинок.

Електролітична дисоціація - це процес розпаду молекул електролітів на іони під дією полярних молекул розчинника (або під час розплавлення).

Основні положення теорії електролітичної дисоціації.

Під час розчинення у воді чи в іншому полярному розчиннику молекули електролітів дисоціюють (розпадаються) на позитивно і негативно заряджені іони. Іони можуть бути прості (K^+ ; Ba^{2+} ; Cl^- ; S^{2-}) і складні (SO_4^{2-} ; CO_3^{2-} ; PO_4^{3-}).

Властивості іонів зовсім інші ніж у утворивших їх атомів. Наприклад, натрій металічний енергійно розкладає воду з виділенням водню, а іони натрію Na^+ воду не розкладають. Атоми хлору утворюють двоатомні молекули, які є отруйними і мають різкий запах. Іони хлору Cl^- не отруйні і не мають запаху. (Іон у перекладі з грецької мови означає “мандруючий”).

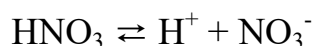
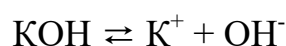
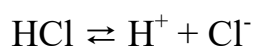
Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з іонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах - лише з іонними зв'язками.

Іони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані.

Дисоціація - процес оборотний. Це означає, що у розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул, що розпалися на іони і числом молекул, що утворилися з іонів. Тому в рівняннях електролітичної дисоціації замість знака “=” ставлять знак оборотності “ \rightleftharpoons ”.

Під дією електричного струму іонам притаманний направлений рух: до катоду (-) рухаються позитивно заряджені іони - катіони, а до аноду (+) рухаються негативно заряджені іони - аніони.

Електропровідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них іонів, що утворилися внаслідок електролітичної дисоціації.



Ступінь дисоціації

Ступенем дисоціації електроліту називається відношення числа його молекул, що розпалися в розчині на іони, до загального числа молекул електроліту в розчині.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

α - ступінь дисоціації,

n - число молекул, що розпалися на іони,

N - загальне число молекул у розчині.

Ступінь дисоціації вимірюють в частках одиниці або у відсотках (%).

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, від концентрації розчину та температури.

1. ступінь дисоціації тим більше, чим менша концентрація електроліту у розчині. Тобто при необмеженому розбавленні розчину ступінь дисоціації наближається до 100%.
2. з підвищенням температури ступінь дисоціації збільшується.

В залежності від ступеню дисоціації всі електроліти поділяються на сильні, слабкі та електроліти середньої сили.

Сильні електроліти - це електроліти у яких α більше 30%. Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на іони.

До сильних електролітів належать: більшість солей, гідроксиди лужних та лужноземельних металів (луги - NaOH, KOH, Ba(OH)₂ та інші) та ряд неорганічних кислот - HNO₃, HClO₄, HCl, HBr, HI, H₂SO₄.

Слабкі електроліти. У них α менше 3%. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні кислоти - HNO₂, HCN, HClO, HF, H₂S, H₂SiO₃, H₃BO₃, вода, перекис водню, гідроксид амонію, нерозчинні гідроксиди металів.

Електроліти середньої сили.

Ступінь дисоціації цих електролітів знаходиться в межах від 3% до 30%: H₃PO₄, H₂SO₃, Mg(OH)₂, але їх здебільшого відносять до слабких електролітів.

Константа дисоціації

Для порівняння сили слабких електролітів частіше, ніж ступінь дисоціації, використовують константу дисоціації, так як вона не залежить від концентрації електроліту на відміну від ступеня дисоціації.

У водних розчинах слабкі електроліти дисоціюють частково. Між молекулами та іонами слабого електроліту в розчині встановлюється хімічна рівновага.



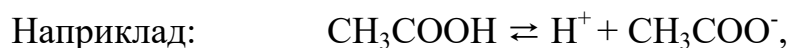
До рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту, згідно з законом діючих мас можна записати вираз константи рівноваги:

$$K_{\text{дисоціації}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

де $[H^+]$, $[A^-]$ - концентрація іонів,
 $[HA]$ - концентрація недисоційованих молекул.

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається константою дисоціації.

Константа дисоціації - це фізична величина, що дорівнює відношенню добутку рівноважних концентрацій іонів, на які розпався електроліт, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту.



$$K_{\text{дис}}(CH_3COOH) = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

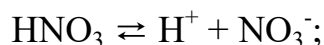
Константа дисоціації електроліту залежить від природи електроліту та розчинника, від температури, але не залежить від концентрації розчину.

Чим більша константа дисоціації, тим сильніше електроліт дисоціює (тим сильнішою є кислота чи основа).

- Якщо:
- 1) $K_d > 10^{-2}$, то $\alpha > 30\%$ - сильні електроліти
 - 2) $10^{-3} < K_d < 10^{-2}$, то $3\% < \alpha < 30\%$ - електроліти середньої сили
 - 3) $K_d < 10^{-3}$; $\alpha < 3\%$ - слабкі електроліти.

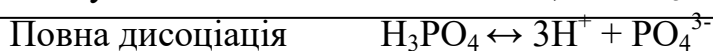
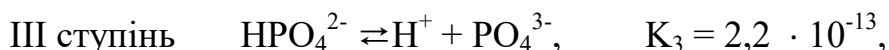
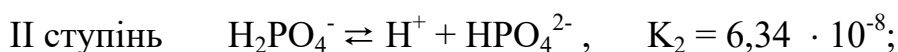
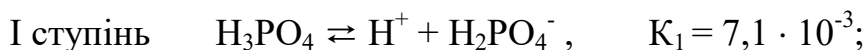
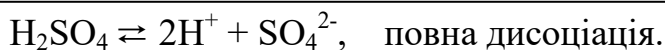
Властивості кислот, основ та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації

Кислоти - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони водню H^+ , які обумовлюють основні властивості кислот (кислий смак, дію на індикатори, взаємодію з основами та ін.).





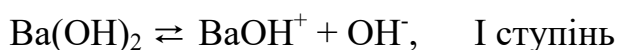
Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:



$K_1 > K_2 > K_3$, тобто ортофосфорна кислота в найбільшій мірі дисоціює по I ступеню.

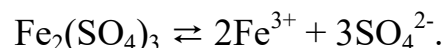
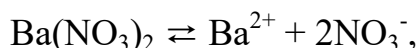
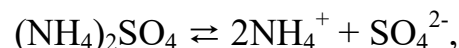
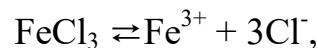
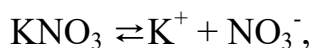
Іони водню H^+ в водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-іонів H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ .

Основи - це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-іони OH^- (інших аніонів не утворюють).



Солі - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків.

Середні солі дисоціюють практично повністю.



Кислі і основні солі дисоціюють ступінчато:



$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, II ступінь (по типу кислоти),

$\text{BaOHCl} \rightleftharpoons \text{BaOH}^+ + \text{Cl}^-$, I ступінь,

$\text{BaOH}^+ \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$, II ступінь (по типу основи).

Саме тому в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, можуть бути ще іони водню H^+ , а в розчинах основних солей, крім іонів кислотних залишків, можуть бути гідроксид-іони OH^- .

Слід підкреслити, що в розчинах багатоступінчастих електролітів дисоціація відбувається переважно за першим ступенем. Дисоціація за другим ступенем значно менша, ніж за першим, а та третім - менша, ніж за другим.

Кислі та основні солі - є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

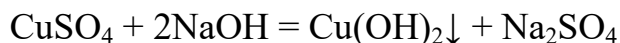
Реакції в розчинах електролітів

Реакції в водних розчинах електролітів є реакціями між іонами. Реакції між іонами називаються іонними реакціями, а рівняння цих реакцій - іонними рівняннями. При складанні іонних рівнянь реакцій слід керуватися тим, що речовини малодисоційовані, малорозчинні (ті, що випадають у осад), газоподібні записуються в молекулярному вигляді, а сильні електроліти - в іонному вигляді (як вихідні, так і продукти реакції).

Реакції обміну в розчинах електролітів протікають до кінця (тобто є практично необоротними) в тих випадках, коли утворюються слабкі електроліти, малорозчинні та газоподібні продукти реакції.

Розглянемо приклади складання таких рівнянь.

Утворення малорозчинної сполуки.



$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ - це повне іонне рівняння.



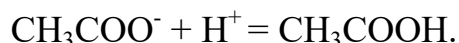
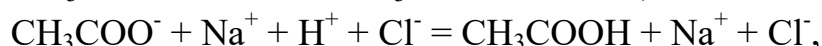
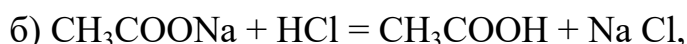
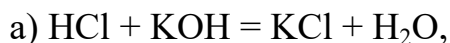
Скорочене іонне рівняння одержано шляхом виключення з даного рівняння однакових іонів в правій і лівій частинах.

Скорочене іонне рівняння показує, що реакція між сульфатом міді (II) та гідроксидом натрію являє собою взаємодію між іонами Cu^{2+} та гідроксид-іонами OH^- .

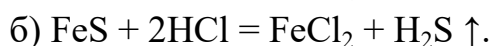
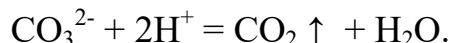
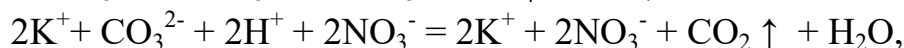
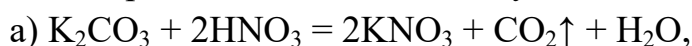
З точки зору теорії електролітичної дисоціації іони SO_4^{2-} та Na^+ не приймають участь в реакції.

Це скорочене іонне рівняння показує, що при змішуванні розчину будь-якої речовини, яка містить іони Cu^{2+} , з розчином, що містить іони OH^- , рівновага зміщується в бік утворення гідроксиду міді $\text{Cu}(\text{OH})_2$, нерозчинного у воді.

2. Утворення малодисоційованої сполуки.

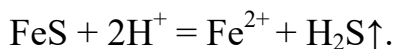
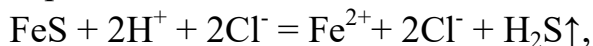


3. Утворення газоподібної сполуки.



Сульфід заліза (II) не розчинний у воді.

Сірководень - малодисоційована сполука, слабкий електроліт.



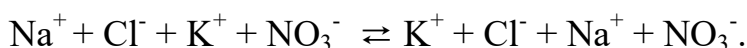
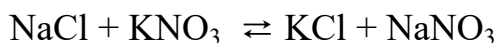
Реакції в розчинах електролітів протікають до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

а) малодисоційована сполука;

б) нерозчинні речовини (осади);

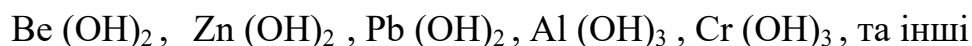
в) газоподібні речовини.

Реакції в розчинах електролітів не ідуть до кінця, якщо не виконується хоча б одна з умов. В такому випадку в розчині буде суміш іонів



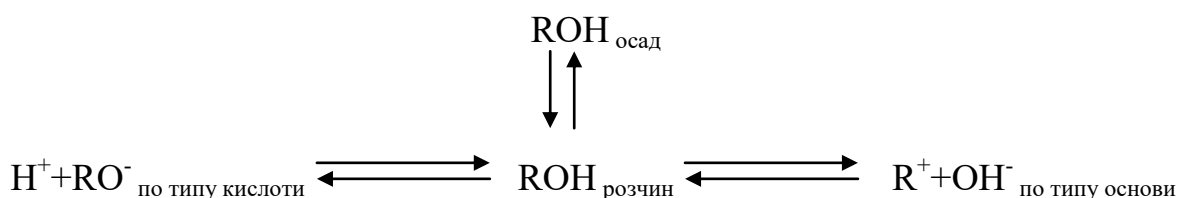
Амфотерні електроліти. (амфоліти)

Це слабкі електроліти, що проявляють властивості як слабких кислот, так і слабких основ. Амфолітами є гідроксиди деяких металів:

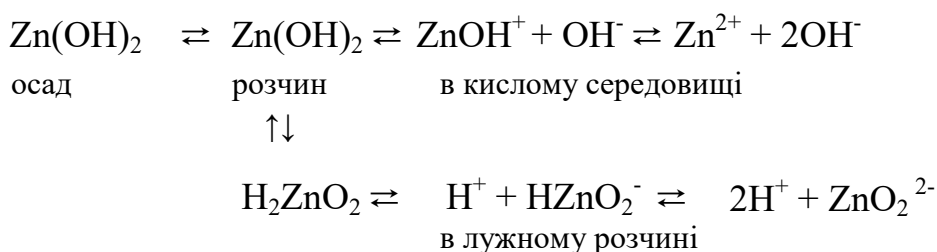


Явище амфотерності пояснюється тим, що у молекулах амфотерних електролітів міцність зв'язку між металом і киснем ($\text{Me} - \text{O}$) мало

відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем (O – H). Отже, дисоціація таких молекул можлива по місцях обох цих зв'язків. Тобто при дисоціації амфолітів утворюються як іони водню, так і гідроксид – іони. Дисоціацію молекули амфотерного електроліту ROH можна виразити схемою:



Гідроксид цинку може дисоціювати на іони і як основа, і як кислота:



Можливістю зміщення рівноваги в обох напрямках обумовлена розчинність нерозчинних у воді амфотерних гідроксидів в кислотах і в лугах.

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Одержання малорозчинних речовин.

- А) В 4 пробірки налити по 3 — 5 крапель розчинів HCl, KCl, MgCl₂, KClO₃ і додати по декілька крапель AgNO₃. Що спостерігається? Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ реакції 1	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 3	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 4	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) У три пробірки взяти окремо по 5-6 крапель розчинів Na_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_3PO_4 і додати в кожен пробірку по 3-4 краплі розчину BaCl_2 . Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ реакції 1	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 3	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В) У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CuSO_4 та $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Додати в одну пробірку 4-5 крапель розчину NaOH , а в другу – 4-5 крапель $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ реакції 1	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Одержання малодисоційованої речовини

У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CH_3COONa та $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і додати в кожну пробірку по 5-6 крапель 2н HCl або 2н H_2SO_4 . Суміш нагріти і за запахом визначити виділення парів оцтової кислоти. Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ реакції 1	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання газоподібних речовин

А) Взяти в пробірку 5-6 крапель NH_4Cl і додати стільки ж розчину NaOH . Вміст пробірки нагріти на водяній бані. За запахом визначити, який газ виділяється. Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ реакції	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку помістити 0,01 – 0,02 г твердої солі CaCO_3 або BaCO_3 і додати 4-5 крапель 2н HCl . Що спостерігається? Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ реакції	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Одержання та властивості амфотерних гідроксидів

Одержати в 2-х пробірках осад $\text{Zn}(\text{OH})_2$ шляхом додавання до 4-5 крапель розчину ZnSO_4 кількох крапель розчину NaOH . В одну пробірку додати 5-6 крапель 2н HCl , а в другу – 5-6 крапель 2н NaOH . Що відбувається з осадом $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Скласти молекулярні та йонні рівняння одержання осаду $\text{Zn}(\text{OH})_2$ та його розчинення в кислоті та лузі.

РІВНЯННЯ реакцій	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
------------------	---

--	--

Питання для самостійної роботи

Питання для самостійної роботи

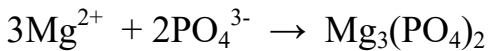
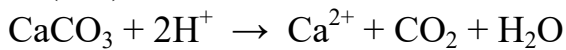
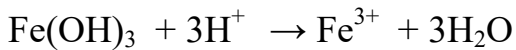
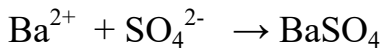
1. Яку кількість Na_3PO_4 і H_2O треба взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою Na_3PO_4 8%?
2. В 200 мл H_2O розчинили 40 г солі. Визначити масову частку та процентну концентрацію солі в одержаному розчині. ($\rho = 1$ г/мл).
3. Приготувати 270 г 30% розчину цукру, маючи в своєму розпорядженні 45% та 18% розчини цукру.
4. Розрахувати молярність (M) 25% розчину HNO_3 .
5. Розрахувати нормальність (N) розчину соляної кислоти ($\rho = 1,18$ г/мл), що містить 36,5% HCl .
6. Яку кількість NaNO_3 треба взяти для приготування 300 мл 0,2M розчину?
7. Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,1N розчину?
8. Скільки треба взяти 98% розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) для одержання 500 мл 1N розчину?
9. Визначити молярну концентрацію (M) розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г Na_2SO_4 у 300 г H_2O , якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.
10. Написати рівняння дисоціації на іони наступних сполук:
 H_2SO_4 , HClO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, AlCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CO_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$,
 Na_2HPO_4
11. Написати молекулярне, повне та скорочене іонні рівняння:
 $\text{BaCl}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
12. Яка з двох реакцій проходить в розчині до кінця і чому? Написати відповідні молекулярні та іонні рівняння:
а) хлорид кальцію + нітрат магнію \rightarrow

карбонат натрію + хлорид цинку →

б) сульфат літію + гідроксид калію →

сульфат заліза (II) + гідроксид натрію →

13. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:



3.5 Лабораторна робота 5. Вивчення правил складання рівнянь гідролізу та визначення рН розчинів

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи.

Що треба знати:

14. Що називається іонним добутком води? Чому він дорівнює?

15. Що таке водневий показник?

16. Якими величинами рН характеризується нейтральне, кисле та лужне середовище?

17. Чому дорівнює величина водневого показника чистої води при 22⁰ С?

18. Який процес називається гідролізом?

19. Що таке ступінь гідролізу та константа гідролізу?

Що треба вміти:

1. Розраховувати рН і рОН розчинів за концентрацією іонів водню або іонів гідроксили.

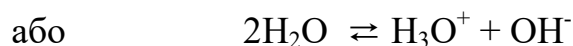
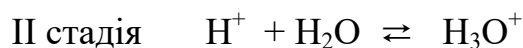
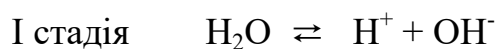
2. Визначати середовище розчину за допомогою індикаторів.

3. Складати молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей.

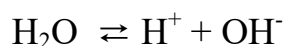
Про що треба мати уявлення:

Буферні розчини в хімії та біології.

Вода являється слабким амфотерним електролітом, який незначною мірою проводить електричний струм, тобто має вимірювану електропровідність. Дисоціацію води можна записати так:



Для спрощення у рівнянні дисоціації води не враховують другу стадію (утворення H_3O^+) і дисоціацію води записують:



Застосувавши закон діючих мас одержимо:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{або} \quad K_{\text{д}} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] [\text{OH}^-],$$

де $K_{\text{д}}$ - константа дисоціації води, $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$

$[\text{H}^+]$ - концентрація іонів водню;

$[\text{OH}^-]$ - концентрація гідроксид-іонів;

$[\text{H}_2\text{O}]$ - концентрація недисоційованих молекул.

Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий ($\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$), то концентрація недисоційованих молекул H_2O практично дорівнює загальній концентрації води і є сталою величиною, яка дорівнює

$$\frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль / л}$$

Відповідно, і добуток $K_{\text{д}}[\text{H}_2\text{O}]$ для певної температури є сталою величиною.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_{\text{д}} [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}};$$

Величина $K_{\text{H}_2\text{O}}$ називається іонним добутком води.

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$ є сталою величиною не тільки для води, но і для розбавлених водних розчинів при певній температурі. З підвищенням температури $K_{\text{H}_2\text{O}}$ збільшується, із зменшенням – зменшується.

Із останнього рівняння видно, що поскільки добуток $[\text{H}^+] [\text{OH}^-]$ є сталою величиною, то в будь-якому водному розчині концентрації іонів водню і гідроксид – іонів не можуть дорівнювати нулю. Любий водний розчин містить як H^+ - , так і OH^- - іони. Водні розчини різних речовин можуть

давати кислу, лужну або нейтральну реакції. Реакція середовища залежить від співвідношення концентрації іонів водню та гідроксид-іонів у розчині.

Для чистої води концентрація іонів водню дорівнює концентрації гідроксид-іонів:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K_{H_2O}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Якщо $[H^+] = [OH^-]$, то реакція середовища нейтральна.

Якщо $[H^+] > [OH^-]$, то середовище кисле

Якщо $[H^+] < [OH^-]$, то середовище лужне.

Водневий показник

Значно зручніше оперувати не значенням концентрації іонів водню, а її десятковим логарифмом, взятим з протилежним знаком.

Ця величина називається водневим показником і позначається через рН:

$$pH = -\lg [H^+];$$

$$\text{або } [H^+] = 10^{-pH}$$

Водневий показник рН – це від’ємний десятковий логарифм концентрації іонів водню.

По аналогії з рН є і гідроксильний показник рОН. Від’ємний десятковий логарифм концентрації гідроксид-іонів називають гідроксильним показником – рОН.

$$pOH = -\lg [OH^-];$$

$$\text{тоді } pH + pOH = 14.$$

Нейтральне середовище: $[H^+] = [OH^-]$; $[H^+] = 10^{-7}$; $pH = 7$

Кисле середовище: $[H^+] > [OH^-]$; $[H^+] > 10^{-7}$; $pH < 7$

Лужне середовище: $[H^+] < [OH^-]$; $[H^+] < 10^{-7}$; $pH > 7$

Розчини, значення рН яких перебуває в інтервалі від 0 до 3, належать до сильнокислих; при рН = 4 - 6 – слабокисле середовище. Слаболужні розчини мають рН від 8 до 10, сильнолужні рН = 11-14.

На практиці рН розчинів найчастіше визначають за допомогою індикаторів, що представляють собою слабкі органічні кислоти або основи.

Індикатори – це речовини, що змінюють своє забарвлення в залежності від концентрації іонів водню в розчині, тобто змінюють своє забарвлення при різних значеннях рН.

Індикатор	Забарвлення індикатора у середовищі	Інтервал рН зміни кольору
-----------	-------------------------------------	---------------------------

	кислому	лужному	індикатора
Метилоранж	Червоний	Жовтий	3,1-4,4
Лакмус	Червоний	Синій	6 – 8
Фенолфталеїн	Безбарвний	Червоний	8,3-10,0

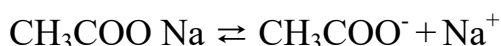
Гідроліз солей. Типові випадки гідролізу солей.

Солі утворюються при взаємодії кислот з основами. Можна допустити, що розчини солей, на відміну від розчинів кислот та основ, будуть мати нейтральну реакцію середовища, тобто концентрація іонів H^+ і іонів OH^- буде однаковою.

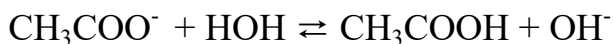
Але досвід показує, що розчини солей мають лужне, кисле або нейтральне середовище, не дивлячись на те, що солі не містять ні водневих, ні гідроксильних іонів. Пояснення цим фактам треба шукати у взаємодії солей з водою.

Якщо взяти розчини хлориду натрію, ацетату натрію та хлориду алюмінію і визначити реакцію середовища за допомогою індикатора, то виявиться, що тільки розчин хлориду натрію буде мати нейтральне середовище. Розчин ацетату натрію – лужне середовище, а розчин хлориду алюмінію – кисле середовище.

Як приклад, візьмемо розчин ацетату натрію. Ацетат натрію як сильний електроліт при розчиненні в воді повністю дисоціює на іони Na^+ і CH_3COO^- :



Останні взаємодіють з H^+ і OH^- - іонами води. При цьому іони Na^+ не можуть зв'язати іони OH^- в молекули, так як $Na OH$ є сильним електролітом і існує в розчині в вигляді іонів. В той же час ацетат – іони зв'язують іони H^+ з утворенням молекул слабого електроліту – оцтової кислоти:



В результаті утворення слабого електроліту CH_3COOH іонна рівновага дисоціації води зміщується і утворюється надлишок OH^- - іонів, і тому розчин стає лужним.

Взаємодія іонів солі з водою (з іонами води), яка приводить до утворення слабого або мало розчинного електроліту, називається гідролізом солі.

Гідроліз можна представити як реакцію обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації. Гідроліз солі – це рівноважний процес. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії іонів солі з розчинником – водою.

Взагалі, взаємодія солі з розчинником, що супроводжується утворенням слабого електроліту, називається сольволизом.

В результаті процесу гідролізу змінюється концентрація водневих та гідроксильних іонів, тобто змінюється реакція середовища.

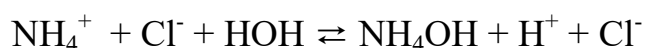
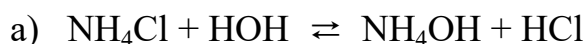
Гідролізу підлягають солі, що утворені за участю слабких кислот і слабких основ. Солі, що утворені сильними кислотами і основами, не гідролізують, так як катіони і аніони солі не зв'язують іони води (H^+ або OH^-), і як наслідок, не зміщують іонну рівновагу води. Тому розчини таких солей, як $NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $Ca(NO_3)_2$, $BaCl_2$ та інші, не гідролізують, їх розчини нейтральні ($pH = 7$). В залежності від типу солі механізм гідролізу може бути різним.

Розглянемо типові випадки гідролізу солей. В реакції гідролізу вступають солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою або слабкою кислотою і сильною основою, або слабкою кислотою і слабкою основою.

Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою – гідроліз по катіону. Прикладами таких солей можуть бути:

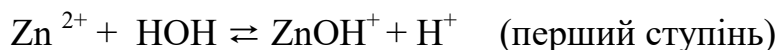
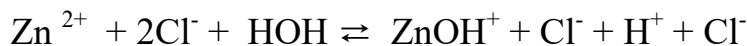
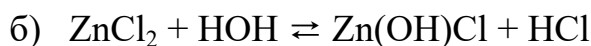
NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, $CuCl_2$, $ZnSO_4$, $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ та інші.

Це найпоширеніший випадок, так як більшість гідроксидів металів (багатовалентних) є слабкими основами. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей. При цьому утворюється сильна кислота. Розчини таких солей мають кислу реакцію ($pH < 7$).

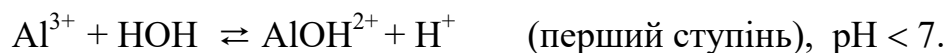
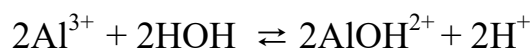
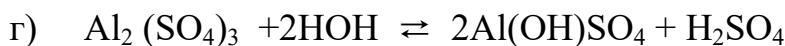
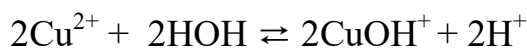
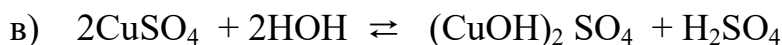
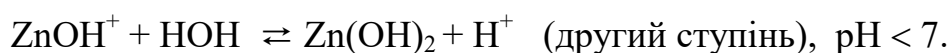
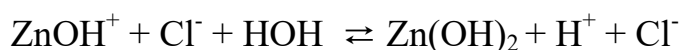
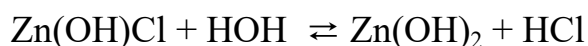


Іони NH_4^+ взаємодіють з іонами гідроксила води, утворюючи слабкий електроліт NH_4OH ($NH_3 \cdot H_2O$), а іони водню води не утворюють з іонами Cl^- молекул, так як HCl – сильний електроліт. Як наслідок, у розчині утворюється деякий надлишок H^+ і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію.

Солі утворені багатокислотними основами (багатозарядний катіон) гідролізують ступінчасто. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за I –м ступенем.

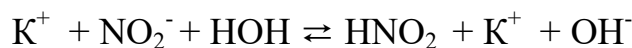


середовище кисле, $\text{pH} < 7$.



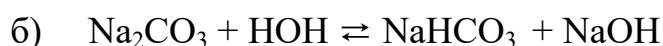
Сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою – гідроліз по аніону.

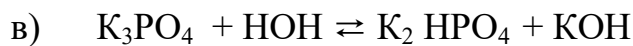
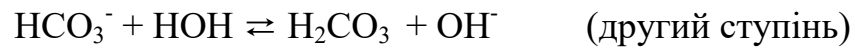
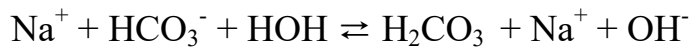
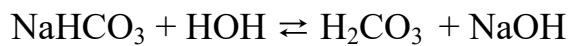
Прикладом таких солей є: KNO_2 , KCN , CH_3COONa , Na_2CO_3 , K_2S , Na_3PO_4 та інші.



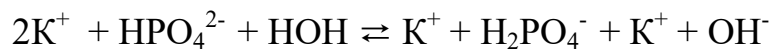
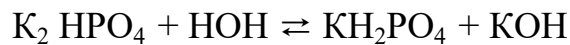
Внаслідок гідролізу цієї солі утворюється слабкий електроліт HNO_2 та деякий надлишок іонів OH^- , тому розчин має лужну реакцію.

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто, переважно за першим ступенем з утворенням кислої солі.





При великій кількості води гідроліз частково іде далі:

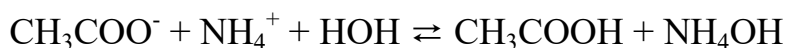
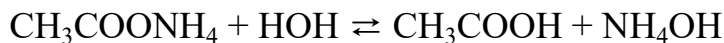


По третьому ступеню з утворенням ортофосфорної кислоти гідроліз не іде, внаслідок накопичення в розчині іонів OH^- (KOH)

Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою – гідроліз по катіону і аніону.

Як приклади можуть бути: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$

Реакція розчину солей, утворених слабкою основою і слабкою кислотою, залежить від співвідношення констант дисоціації кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо $K_{\text{дис.кислоти}}$ більша за $K_{\text{дис.основи}}$, то розчин має слабокислу реакцію, а якщо навпаки – слаболужну.



Розчин $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ має $\text{pH} \approx 7$, так як константи дисоціації CH_3COOH і NH_4OH практично однакові ($K_{\text{дис. CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{дис. NH}_4\text{OH}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$)

Багато солей цього типу, що утворені багатозарядними катіонами і однозарядними аніонами і навпаки, підлягають гідролізу ступінчасто.

Якщо кислота і основа, які утворюють сіль, не тільки слабкі електроліти, а й малорозчинні, нестійкі або летючі, то гідроліз солі часто

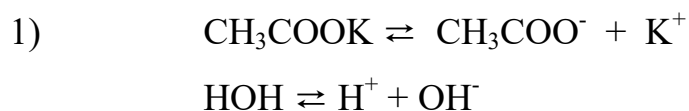
відбувається необоротно, тобто супроводжується повним розкладанням солі (повний гідроліз): $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{НОН} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{ОН})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$

Через повний гідроліз ряд середніх солей дуже слабких кислот і основ не може бути одержаний у водних розчинах:

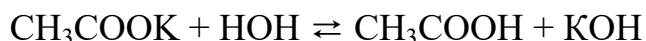
Ацетати	$\text{Sn}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$.
Сульфіди	$\text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
Сульфіти	$\text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$
Карбонати	$\text{Cu}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$
Силікати	$\text{NH}_4^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Sn}^{2+}, \text{Bi}^{3+}$

Процес гідролізу солі ми записували слідуючим чином: складали молекулярне рівняння гідролізу солі, записували його в іонному вигляді (повне іонне рівняння) і потім – скорочене іонне рівняння.

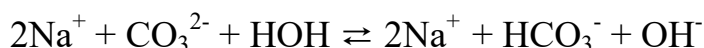
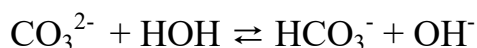
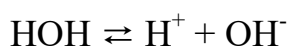
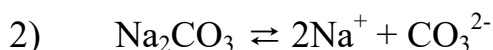
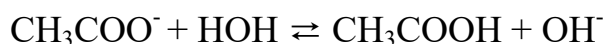
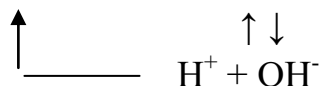
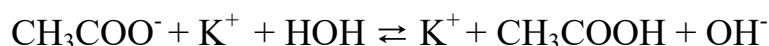
До складання рівнянь гідролізу солей можна підійти дещо інакше. Розуміючись на силі кислоти і основи, з яких утворена сіль, можна зразу написати скорочене іонне рівняння, враховуючи, що в результаті гідролізу утворюється слабкий електроліт. Наприклад, при складанні рівняння гідролізу ацетату калія виходять з наступних положень: сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, дисоціює повністю, гідроліз протікає по аніону:

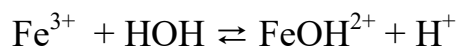
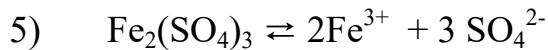
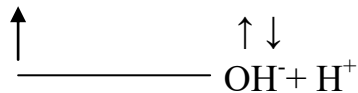
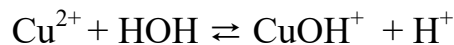
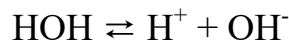
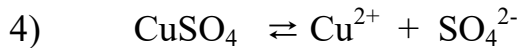
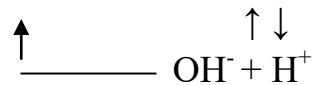
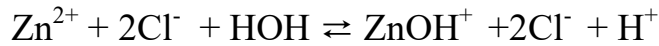
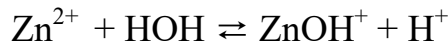
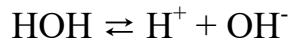
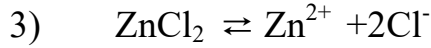
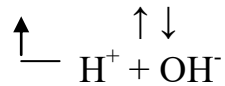


іон K^+ не приймає участі в утворенні слабого електроліту. А вже потім можна скласти молекулярне і повне іонне рівняння

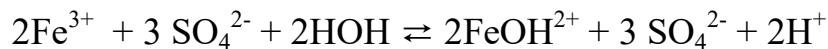


Запис іонних рівнянь гідролізу можна ще дещо змінити



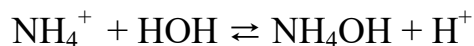


або

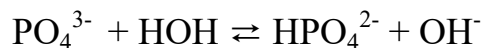


При такому підході легко написати скорочені іонні рівняння таких солей:

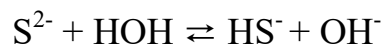
2. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ – гідроліз по катіону



Na_3PO_4 – гідроліз по аніону



3. BaS – гідроліз по аніону

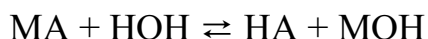


Константа та ступінь гідролізу

Кількісно, як і процес дисоціації електролітів, гідроліз солі оцінюють за ступенем гідролізу та константою гідролізу.

Гідроліз солей – процес оборотний, тому до реакцій гідролізу може бути застосований закон діючих мас, тобто стан рівноваги характеризується константою K_p .

Запишемо рівняння гідролізу в загальному вигляді. Нехай HA – кислота, MOH – основа, MA – сіль. Тоді рівняння гідролізу матиме вигляд:



Цій рівновазі відповідає константа:

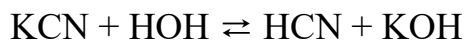
$$K_{\text{рівноваги}} = \frac{[HA][MOH]}{[MA][H_2O]}$$

Концентрація молекул води у розбавлених розчинах є практично сталою величиною. Позначивши $K \cdot [H_2O] = K_r$, одержимо:

$$K_{\text{гідролізу}} = \frac{[HA][MOH]}{[MA]}$$

K_r – константа гідролізу солі. Вона характеризує здатність солі гідролізуватися: - чим більше K_r , тим більшою мірою (при однаковій температурі і концентрації солі) відбувається гідроліз.

Наприклад,



$$K_{\text{гідролізу}} = \frac{[HCN][KOH]}{[KCN]}$$

Для того, щоб оцінити наскільки глибоко проходить процес гідролізу солі, користуються поняттям ступінь гідролізу.

Ступінь гідролізу (h) – це відношення числа молекул солі, що прогідролізували до загального числа молекул солі у розчині.

Ступінь гідролізу h змінюється в межах від 0 до 1 або від 0 до 100%.

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації та температури.

Ступінь гідролізу буде тим більшим:

чим більша температура;

чим слабкіша кислота (чи основа), яка утворюється в результаті гідролізу солі;

чим менша концентрація солі, тобто чим більше розведений розчин.

Таким чином, для того, щоб посилити гідроліз солі, потрібно розбавити розчин солі і нагріти його.

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Визначення реакції середовища в розчинах солей.

Для розчинів солей Na_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ZnSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ скласти рівняння гідролізу солей і теоретично передбачити рН розчинів цих солей. Потім визначити реакцію середовища, наносячи краплю розчину на лакмусовий папірець.

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Колір індикатора	Середовище
1	Na_2CO_3			
2	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			
3	ZnSO_4			
4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$			
5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			
6	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$			

Формула солі	Рівняння реакцій гідролізу солі
Na_2CO_3	
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	
ZnSO_4	
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	
$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз.

А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н розчину CH_3COONa і по одній краплі розчину фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу – нагріти на водяній бані, і відмітити зміну забарвлення. Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.

Б) В пробірку налити 5-6 крапель FeCl_3 і 4-5 крапель CH_3COONa . Відмітити зміну забарвлення розчину в результаті утворення ацетату заліза (111). Додати 25-30 крапель дистильованої води і суміш нагріти на водяній бані до утворення бурого осаду. Скласти рівняння гідролізу ацетату заліза за першою та другою стадіями в молекулярній і йонній формі.

Дослід	Рівняння реакцій	pH
А		
Б		

Дослід 3. Посилення гідролізу при розведенні розчину.

Взяти в пробірку 4-5 крапель хлориду або нітрату вісмуту і додати по краплям (15-20 крапель) дистильовану воду до утворення осаду основної солі. Розчин з одержаним осадом зберегти для наступного досліді. Скласти рівняння гідролізу беручи до уваги, що в результаті гідролізу утворюється $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$

Рівняння реакції	pH

Дослід 4. Оборотноість процесу гідролізу.

До осаду основної солі вісмуту, одержаного в попередньому досліді, додати по краплям розчин соляної кислоти до розчинення осаду. Потім знову додати дистильованої води до утворення осаду основної солі. Дати пояснення явищам, що відбуваються. Скласти рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

Рівняння реакції	pH

Дослід 5. Повний гідроліз

Налити у пробірку 2 — 3 мл розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і додати такий же об'єм розчину Na_2CO_3 . Спостерігати утворення білого аморфного осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$ і виділення бульбашок газу. Для того аби довести, що осад є $\text{Al}(\text{OH})_3$, необхідно пробірку нагріти, осад відфільтрувати, промити його на фільтрі гарячою дистильованою водою для видалення надлишку Na_2CO_3 і

розділити на дві частини. До однієї додати розчин NaOH, а до другої — HCl. В обох випадках осад розчиняється. Звернути увагу, що при розчиненні осаду в розчині хлористоводневої кислоти не відбувається виділення бульбашок газу. Скласти рівняння реакції між розчином Na_2CO_3 і розчином солі алюмінію і рівняння реакції гідролізу. Написати рівняння реакції взаємодії гідроксиду алюмінію, що утворився при гідролізі з NaOH і HCl.

Рівняння реакцій	pH

Питання для самостійної підготовки

- Чому дорівнює величина водневого показника розчинів, концентрація іонів водню в яких дорівнює : $1 \cdot 10^{-7}$; $1 \cdot 10^{-5}$; $1 \cdot 10^{-10}$?
- Чому дорівнює pH 0,1 М розчину азотної кислоти, якщо вважати її дисоціацію повною?
- Як зміниться концентрація гідроксид-іонів, якщо pH розчину зменшиться з 10 до 4?
- Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Написати відповідні рівняння:
 - нітрат алюмінію, сульфід калію, хлорид калію;
 - карбонат калію, сульфат заліза (II), хлорид літію;
 - хлорид міді (II), хлорид натрію, карбонат літію.
- Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища; написати відповідні рівняння:
 - хлорид кальцію, хлорид алюмінію, силікат натрію;
 - нітрат літію, карбонат калію, нітрат цинку;
 - хлорид калію, хлорид алюмінію, сульфід натрію.
- Привести приклади гідролізу солей по катіону (одно-, дво- та трьохзарядному).
- Привести приклади гідролізу солей по аніону (одно- та двозарядному).
- Які фактори сприяють більш повному проходженню процесу гідролізу?

3.6 Лабораторна робота 6. Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи

Що треба знати:

- 1) визначення та основні ознаки окисно-відновних реакцій;
- 2) поняття “ступінь окислення елементу”;
- 3) що являє собою процес окислення і основні відновники;
- 4) що являє собою процес відновлення і основні окисники;
- 5) найважливіші правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу;

Що треба вміти:

- 1) розраховувати ступені окислення елементів у сполуках;
- 2) визначати окисники та відновники в реакції на основі значень ступенів окислення елементів, положення елементів у періодичній системі та типових хімічних властивостей сполук;
- 3) складати до окисно-відновних реакцій схеми перерозподілу електронів;
- 4) підбирати та розставляти коефіцієнти в реакціях зі зміною ступеня окислення елементів.

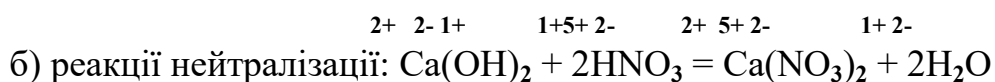
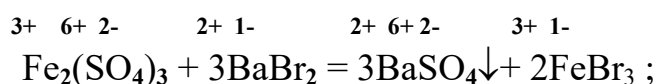
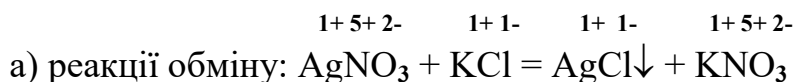
Про що треба мати уявлення:

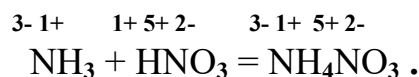
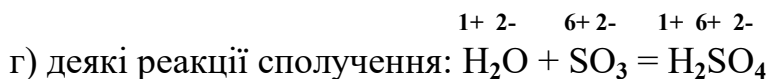
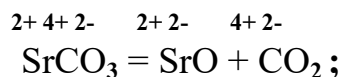
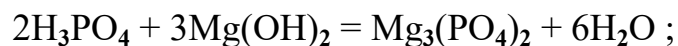
- 1) як складати окисно-відновні реакції методом напівреакцій;

Характерні ознаки реакцій окислення-відновлення

Усі хімічні реакції можна поділити на два типи:

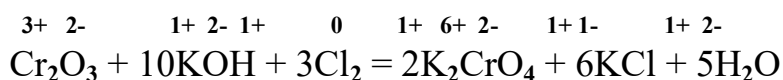
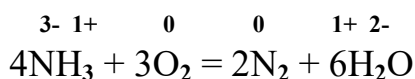
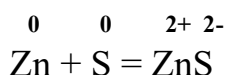
1. Реакції, які протікають без зміни ступеня окислення елементів, що входять до складу реагуючих речовин. До них можуть бути віднесені:





2. Реакції, які супроводжуються зміною ступеня окислення елементів у складі реагуючих речовин.

Цей тип реакцій має назву *окисно-відновних*:



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

Загальні поняття про процеси окислення та відновлення

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

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

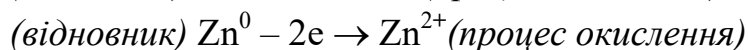
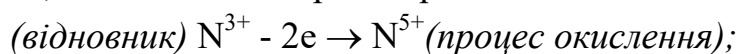
Максимальний ступінь окислення - чисельно рівний кількості електронів, що можуть бути віддані електронейтральним атомом у збудженому стані із зовнішнього енергетичного рівня. Як правило, його абсолютна величина рівна номеру групи елемента.

Проміжні ступені окислення елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним.

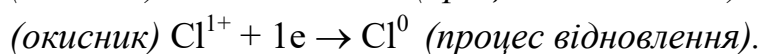
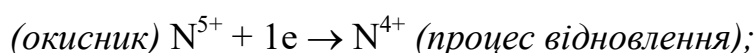
Наприклад, для елемента азоту, що знаходиться у головній підгрупі п'ятої групи, мінімальний ступінь окислення дорівнює $3-$, максимальний - $5+$, а проміжні можуть приймати значення $2-$, $1-$, $1/3-$, 0 , $1+$, $2+$, $3+$, та $4+$.

Окисно-відновні реакції завжди складаються із двох взаємозв'язаних процесів:

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



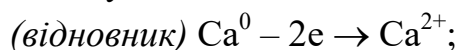
2) **відновлення** - це приєднання електронів атомами або іонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. При цьому елемент, що приєднує електрони називають *окисником*:



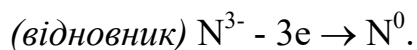
Типові окисники та відновники

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

Є випадки, коли окисні чи відновні властивості хімічних речовин (елементів) можна оцінити однозначно. Наприклад: 1) атоми металів в елементному стані завжди тільки відновники:

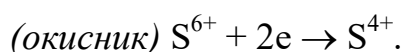


2) атоми неметалів з нижчим ступенем окислення (*мінімальним*) у сполуках – тільки відновники:



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

3) атоми неметалів з максимальним ступенем окислення у сполуках – тільки окисники:



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

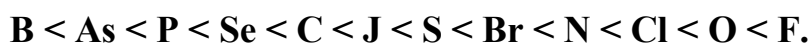
В інших випадках окисні та відновні властивості реагуючих речовин (атомів, іонів, молекул) оцінюють якісно або напівякісно шляхом порівняння властивостей реагентів з урахуванням таких закономірностей:

1) як правило, чим більше електронів має атом на зовнішньому енергетичному рівні та чим ближче вони розташовані до ядра, тим сильніше виражена окисна здатність елемента у реакції;

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

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

4) окисна здатність елементів збільшується по мірі зростання їх електронегативності. Так, для неметалів можна скласти такий ряд зростання їх окисної активності:

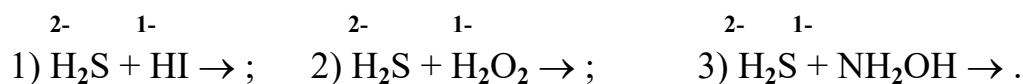


Приклади речовин, що є типовими окисниками та відновниками в реакціях, наведено в таблиці. Крім того, виходячи з будови атомів хімічних елементів, є можливість визначити всі характерні ступені їх

окислення і, порівнявши їх, скласти прогноз окисно-відновних властивостей елемента в тій чи іншій сполуці.

Розглянемо ці положення на таких прикладах.

Приклад 1. Порівнюючи ступені окислення, зробити висновки про принципову можливість протікання таких реакцій:



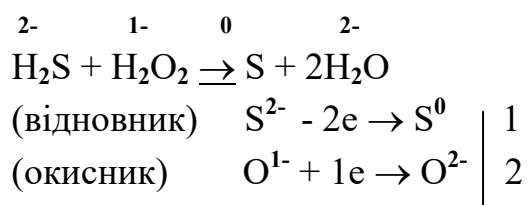
Визначаємо ступені окислення елементів у кожній із трьох реакцій і порівнюємо їх окислювальні та відновні властивості. У першому випадку сірка і йод мають найнижчі ступені окислення, а тому обидва ці елементи здатні проявляти тільки відновні властивості і реакція між цими речовинами неможлива.

Таблиця. Приклади типових окисників та відновників

Переважаюча функція елемента в ОВ-реакції	Типи атомів, молекул чи іонів	Характерні ознаки, що зумовлюють виконання функції елемента в ОВ-реакції
Окисник	Більшість неметалів у елементному стані: F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , J ₂ , S, N ₂ , O ₂	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрону, вищі значення електронегативності елемента
Окисник	KMnO ₄ , K ₂ Cr ₂ O ₇ , NaNO ₃ , PbO ₂ , NaBiO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO _{4(конц.)} , HNO _{3(конц. і розв.)}	Молекули та іони, що містять атоми металів або неметалів з <i>максимальним</i> ступенем окислення, в т.ч. і типові кислоти-окисники
Окисник	Cu ²⁺ , Fe ³⁺ , Cr ³⁺ , Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Tl ³⁺ , Tl ⁺ , Co ²⁺	Іони металів, як правило, з <i>максимальним</i> ступенем окислення або проміжним
Відновник	Всі метали у елементному стані: Na, Li, Mg, Zn, Fe, Hg, Mn	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 електронів, низька спорідне-

		ність до електрону, невисокі значення електронегативності елемента
Відновник	Деякі неметали у елементному стані або їх сполуки: H ₂ , C, P, B, CO, NO, P ₂ O ₃ , HNO ₂ , SO ₂	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, <i>проміжний</i> ступінь окислення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	LiH, HJ, HBr, HCl, H ₂ S, NH ₃ , PH ₃	Сполуки, що містять атоми неметалів з <i>мінімальними</i> ступенями окислення (негативними зарядами)

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



Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій

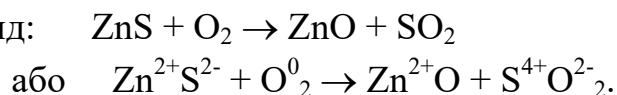
Найбільш поширеними способами складання рівнянь окисно-відновних реакцій (передбачення продуктів та підбір коефіцієнтів) є : 1) *метод електронного балансу* та 2) *іонно-електронний метод* або *метод півреакцій*.

Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії; 2)

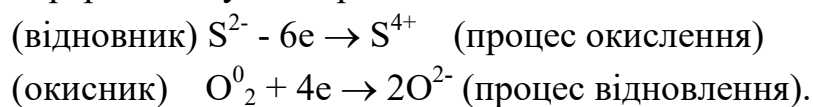
реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

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

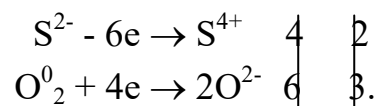
Приклад 2. Під час обпалювання сульфїду цинку схема реакції має вигляд:



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



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

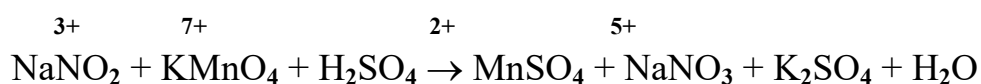


Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сірки до і після реакції, а 3 до атомів кисню і з них починають процес зрівняння елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів, водню, якщо вони наявні в реакції:

$$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2.$$

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

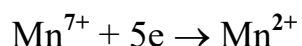
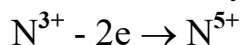
Приклад 3. Записуємо молекулярну схему реакції



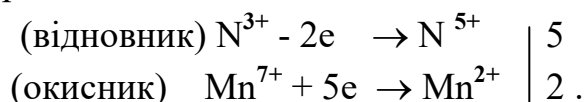
У цій реакції змінюють ступінь окислення азот і марганець. До реакції азот мав ступінь окислення 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Марганець у молекулі перманганату калію

має ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+.

Складаємо для азоту і марганцю схеми електронних переходів:

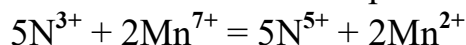


Складаємо електронний баланс:



Спільне найменше кратне між кількістю електронів, що віддав відновник (2) і кількістю електронів, що приєднав окислювач (5), дорівнює 10. Поділимо 10 на 2 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для азоту (5). Поділимо 10 на 5 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для марганцю (2).

З урахуванням розрахованих множників отримаємо:



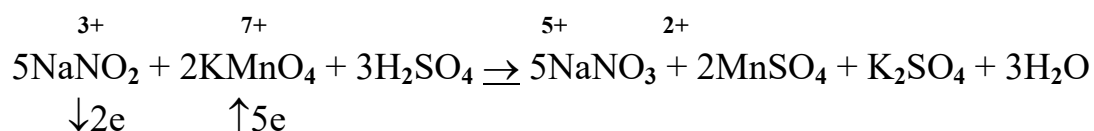
Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:



Зрівнявши кількість аніонів SO_4^{2-} і атомів водню зліва та справа, перевіряємо кількість атомів кисню в лівій та правій частині, і переконавшись у їх рівності, стрілку між лівою та правою частинами замінюємо на знак рівності, перетворюючи схему реакції на рівняння:



Існує інший спосіб запису електронного балансу:



Стрілка, що направлена вниз, вказує на те, що в процесі реакції азот (ступінь окислення 3+) в молекулі NaNO_2 втрачає два електрони, виконуючи роль відновника. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули KMnO_4 , вказує, що марганець (ступінь окислення 7+) під час реакції приєднує п'ять електронів, тобто є окисником. Такий спосіб у порівнянні з «класичним» методом електронного балансу є менш інформативним і може бути рекомендований до використання при наявності великого досвіду і практики складання окисно-відновних реакцій.

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

1) визначити ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;
2) порівнюючи ступені окислення, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності) визначають найбільш ймовірний елемент-окисник та елемент-відновник;

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

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

б) елемент-відновник віддає за можливістю якомога меншу кількість електронів;

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

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

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

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

окисник – продукт відновлення;

відновник – продукт окислення;

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

атоми водню;

атоми кисню.

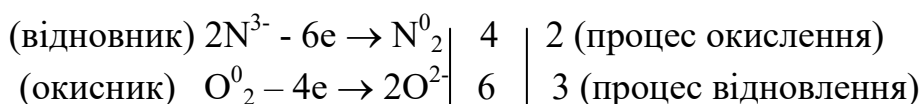
Приклад 4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$

- Визначаємо ступені окислення елементів: $\text{N}^3\text{-H}_3^+ + \text{O}^0_2 \rightarrow$;

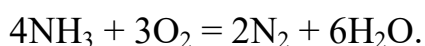
- Аналізуючи елементи за ступенями окислення приходимо до висновку, що N^{3-} може бути лише відновником (*мінімальний ступінь окислення*), H^+ - лише окисником (*максимальний*), а O^0 – і окисником і

відновником (*проміжний*). Шляхом порівняння електронегативності елементів (положення у періодичній таблиці) визначаємо, що окисником буде O^0 , а відновником N^{3-} ;

- Складаємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що O^0 (6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементному стані) може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а N^{3-} (в цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні) може теоретично послідовно віддавати 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, перетворюючись відповідно у N^{2-} , N^{1-} , N^0 , N^{1+} , N^{2+} , N^{3+} , N^{4+} , N^{5+} . При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і водню має N^0 (складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє).

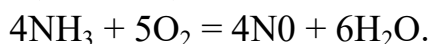
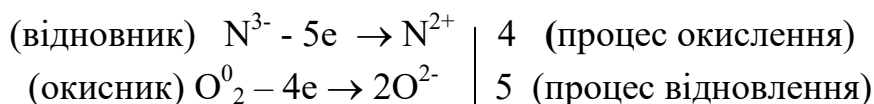
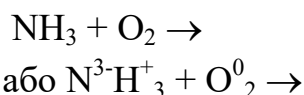


- Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти (N_2^0 та H_2O як об'єднання O^{2-} та H^+) і розставляємо коефіцієнти:

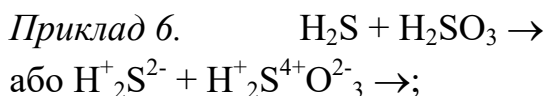


В спеціальних умовах (при наявності каталізатора) відновлення N^{3-} іде глибше до N^{2+} .

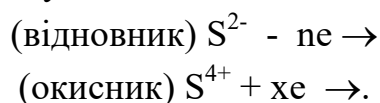
Приклад 5.



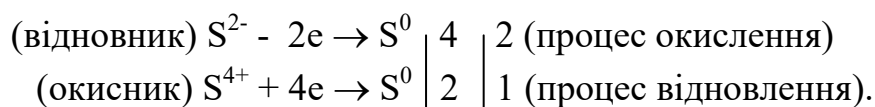
Приклад 6.



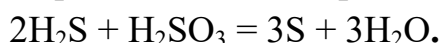
Мінімальний ступінь окислення мають O^{2-} та S^{2-} і тому можуть бути лише відновниками, *максимальний* - H^+ і він може відігравати лише роль окисника, *проміжний* ступінь окислення у S^{4+} - здатна бути і окисником і відновником. За електронегативністю H (2,1), O (3,5), S (2,5) відновником буде S^{2-} , а окисником S^{4+} , а тому:



На основі електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сірки у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього такі можливі ступені окислення як S^{2-} , S^0 , S^{2+} , S^{4+} , S^{6+} . При цьому хімічно найстійкішим буде стан сірки при ступені її окислення нуль. Тому процеси окислення і відновлення будуть відбуватися в напрямку утворення S^0 згідно схем:

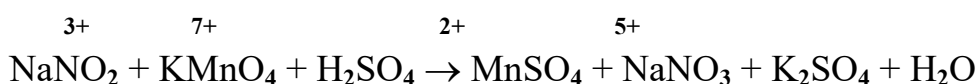


Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо продукти реакції і розставляємо коефіцієнти:



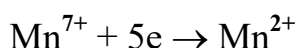
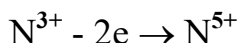
Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох - чотирьох речовин.

Приклад 6. Записуємо молекулярну схему реакції

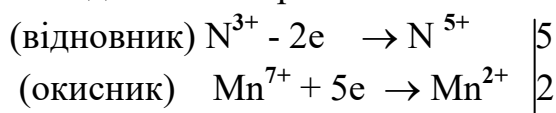


У цій реакції змінюють ступінь окислення азот і марганець. До реакції азот мав ступінь окислення 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Марганець у молекулі перманганату калію мав ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+.

Складаємо для азоту і марганцю схеми електронних переходів:

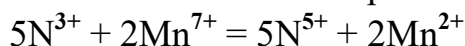


Складаємо електронний баланс:



Спільне найменше кратне між кількістю електронів, що віддав відновник (2) і кількістю електронів, що приєднав окисник (5), дорівнює 10. Поділимо 10 на 2 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для азоту (5). Поділимо 10 на 5 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для марганцю (2).

З урахуванням розрахованих множників отримаємо:



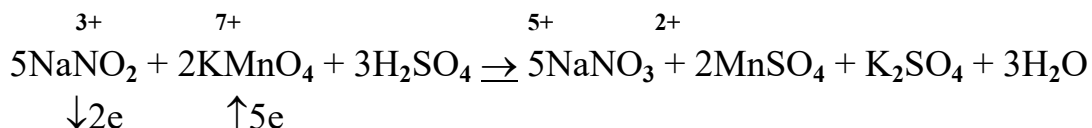
Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:



Зрівнявши кількість аніонів SO_4^{2-} і атомів водню зліва та справа, перевіряємо кількість атомів кисню в лівій та правій частині, і переконавшись у їх рівності, стрілку між лівою та правою частинами замінюємо на знак рівності, перетворюючи схему реакції на рівняння:



Існує інший спосіб запису електронного балансу:



Стрілка, що направлена вниз, вказує на те, що в процесі реакції азот (ступінь окислення 3+) в молекулі NaNO_2 втрачає два електрони, виконуючи роль відновника. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули KMnO_4 , вказує, що марганець (ступінь окислення 7+) під час реакції приєднує п'ять електронів, тобто є окисником. Такий спосіб у порівнянні з «класичним» методом електронного балансу є менш інформативним і може бути рекомендований до використання при наявності великого досвіду і практики складання окисно-відновних реакцій.

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Відновні властивості іонів металів з нижчим ступенем окислення

До 2-3 крапель розчину роданіду амонію NH_4SCN додати 1-2 краплі розчину хлориду чи сульфату заліза (III). Відзначити колір утвореного розчину. Далі краплями до нього додати розчин хлориду олова (II) до повного знебарвлення. Скласти рівняння реакцій, що при цьому відбуваються. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$\text{NH}_4\text{SCN} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{SnCl}_2 \rightarrow$

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
------------------------	--

Дослід 2. Окислювальні властивості галогенів

Налити у пробірку 4—5 крапель сірководневої води (розчин H_2S у воді) і додати 3-4 краплі йодної води (розчин I_2 у воді). Чому знебарвився розчин йоду і утворився осад сірки? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Окислення іонів I^- іонами Fe^{3+}

У пробірку налити 5—7 крапель розчину $FeCl_3$, додати 3-4 краплі безбарвного розчину KI . Розвести суміш 15-20 краплями дистильованої води і влити 1-2 краплі розчину крохмалю. Поява синього забарвлення свідчить про утворення в розчині вільного йоду. Як це пояснити? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Метали як відновники в реакціях з кислотами-неокисниками

В одну пробірку помістити гранулу цинку, в другу – трошки залізної стружки, в третю – стружки магнію. В першу і другу пробірки додати по 5-10 крапель розчину соляної кислоти і визначити проходження реакцій за ознакою виділення газу. Скласти рівняння реакцій і схеми перерозподілу електронів до них.

До магнію у третій пробірці додати 8-10 крапель оцтової кислоти. Що при цьому відбувається? Скласти рівняння реакції і схему перерозподілу електронів.

РІВНЯННЯ реакції 1	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 3	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Витіснення міді із розчинів її солей залізом

У пробірку з 5-8 краплями розчину сульфату міді опустити залізний цвях. Через 2-3 хвилини відмітити зміну поверхні заліза.

Скласти рівняння реакції і схему перерозподілу електронів. Яка речовина у цьому процесі окислюється, а яка відновлюється? Який іон є окисником і чому?

РІВНЯННЯ реакції і схема перерозподілу електронів	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ і відповіді на питання	

Питання для самоперевірки

1. Чи ідентичні поняття “ступінь окислення елемента” та “валентність”?
2. Визначити ступінь окислення:

- а) азоту у сполуках NH_4Cl ; NH_3 ; N_2H_4 ; NH_2OH ; HN_3 ; N_2 ; N_2O ; NO ; N_2O_5 ; HNO_2 ; HNO_3 ;
- б) сірки в сполуках H_2S ; S ; SO ; SO_2 ; H_2SO_4 ; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
- в) йоду в сполуках PJ_3 ; J_2 ; HJO ; KJO_3 ; J_2O_5 ;
- г) фосфору в сполуках PH_3 ; KH_2PO_2 ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$;
- д) марганцю в сполуках $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$; MnO_2 ; Mn_3O_4 ; BaMnO_4 ; NH_4MnO_4 .
3. Дати визначення поняттям “окисник”, “відновник”, “процес окислення”, “процес відновлення”.
4. Як змінюється ступінь окислення елемента, який:
- а) зазнав окислення (є відновником);
- б) є окисником (відновився)?
5. Вказати в II, III, IV, V періодах періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва найсильніші окисники та відновники.
6. Який ступінь окислення повинен мати елемент, якщо він може бути і окисником, і відновником (наприклад, S, N, P, Cr, Cl, Pb)?
7. Які з наведених сполук здатні проявляти властивості:
- а) окисника;
- б) відновника;
- в) і окисника, і відновника (мати двоїсту функцію):
- HI , HNO_3 ; SO_2 ; KMnO_4 ; HClO ; Cl_2O_7 ; CrO_3 ; MnO_2 ; H_2S ; Cl_2 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
8. Визначити ступені окислення атомів елементів у молекулах таких сполук:
- CO_2 , H_2CO_3 , HCOOH , CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
 - HNO_3 , HNO_2 , N_2O_4 , NO_2 , N_2O
 - NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2 , HNO_2
 - H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , FeS_2 , Al_2S_3
 - H_3PO_4 , H_3PO_3 , PCl_3 , P_2O_5 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
 - HClO_4 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, KClO_3 , NaClO_2 , KCl
 - CrO , K_3CrO_3 , NaCrO_2 , BaCrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
9. Розставити коефіцієнти у рівняннях реакцій методом електронного балансу. Вказати, яка речовина є окисником, а яка – відновником:
- $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{K}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{B} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NO}_2$
7. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
8. $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
11. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{KCrO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
15. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
17. $\text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$
18. $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$
19. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
20. $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

3.7 Лабораторна робота 7.

Вивчення типів окисно-відновних реакцій

Методичні рекомендації до виконання роботи

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

- 1) визначити ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;
- 2) порівнюючи ступені окислення, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності) визначають найбільш ймовірний елемент-окисник та елемент-відновник;
- 3) скласти схеми півреакцій окислення та відновлення, дотримуючись таких наближень:

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

б) елемент-відновник віддає за можливістю якомога меншу кількість електронів;

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

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

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

б) згідно із електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості:

окисник – продукт відновлення;

відновник – продукт окислення;

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

атоми водню;

атоми кисню.

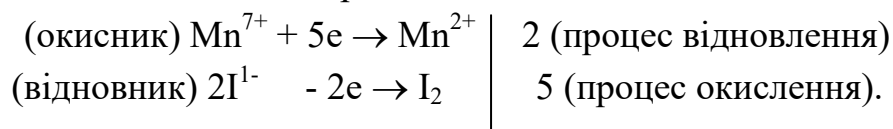
Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення

Серед окисно-відновних реакцій виділяють групу процесів, де склад продуктів окислення або відновлення залежить від середовища, в якому вони відбуваються. Прикладами таких процесів можуть бути реакції за участю KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (табл.).

Приклад 1. $\text{KMnO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

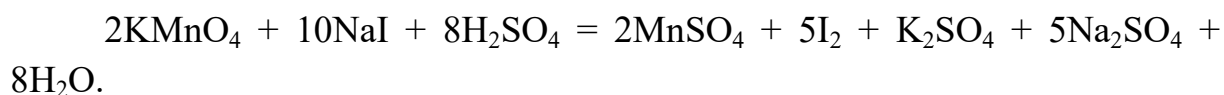
або $\text{K}^{1+}\text{Mn}^{7+}\text{O}_4^{2-} + \text{Na}^{1+}\text{I}^{1-} + \text{H}^{1+}_2\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-} \rightarrow ;$

У цій реакції H_2SO_4 визначає кисле середовище і елементи, що входять до її складу, не приймають участі у перерозподілі електронів. Окисником є Mn^{7+} , що в кислому середовищі приймає 7 електронів (таблиця), а відновником I^{1-} (мінімальний ступінь окислення), який щонайменше віддаватиме 1 електрон:



Продукти відновлення або окислення (іони) та атоми, що не змінювали ступенів окислення, умовно зв'язуються в молекули з іонами речовини-середовища: $Mn^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow MnSO_4$; $2K^+ + SO_4^{2-} \rightarrow K_2SO_4$; $2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Na_2SO_4$; $2H^+ + O^{2-} \rightarrow H_2O$.

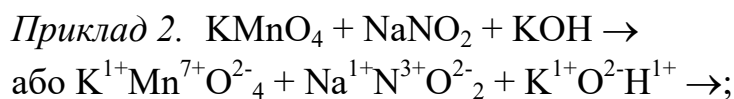
Тому рівняння реакції в цілому з продуктами та коефіцієнтами матиме такий вид:



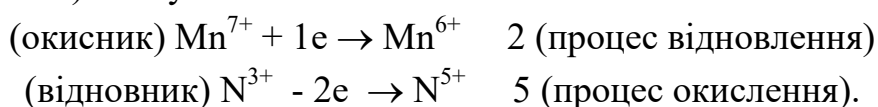
Таблиця. Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: $KMnO_4$	Кисле (H^+ , $pH < 7$)	$Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Лужне (OH^- , $pH > 7$)	$Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти (H_2MnO_4) і лугу, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Нейтральне (H_2O)	$Mn^{7+} + 3e \rightarrow Mn^{4+}$	MnO_2
Окисник: MnO_2	Кисле (H^+ , $pH < 7$)	$Mn^{4+} + 2e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $K_2Cr_2O_7$	Кисле (H^+ , $pH < 7$)	$Cr^{6+} + 3e \rightarrow Cr^{3+}$	Солі Cr^{3+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: H_2O_2	Кисле (H^+ , $pH < 7$)	$O^{1-} + 1e \rightarrow O^{2-}$	H_2O
Відновник: сполуки Cr^{3+}	Лужне (OH^- , $pH > 7$)	$Cr^{3+} - 3e \rightarrow Cr^{6+}$	Солі хромової кислоти (H_2CrO_4) та лугу, що визначає середовище
Відновник: Амфотерні метали в елементному стані Zn , Al ,	Лужне (OH^- , $pH > 7$)	$Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ $Al^0 - 3e \rightarrow Al^{3+}$ $Be^0 - 2e \rightarrow Be^{2+}$	Солі лугу з аніоном $[Zn(OH)_4]^{2-}$ Солі лугу з аніоном $[Al(OH)_6]^{3-}$ Солі лугу з аніоном

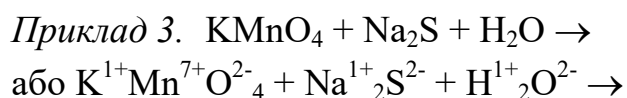
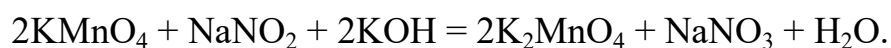
Be			$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
----	--	--	---------------------------------



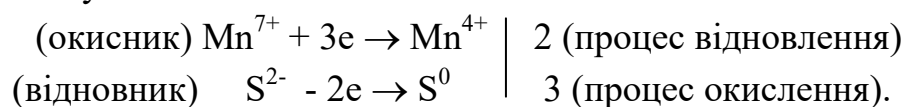
KOH визначає лужне середовище реакції і іони, з яких він складається, не приймають участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії. Окислювачем є Mn^{7+} , що в лужному середовищі приймає 1 електрон (табл.), а відновником може бути лише N^{3+} (за наявністю двох електронів на зовнішньому енергетичному рівні та за показником електронегативності у порівнянні з O^{2-}). Тому



Реакція завершується перетворенням $\text{KMn}^{7+}\text{O}_4$ на $\text{K}_2\text{Mn}^{6+}\text{O}_4$ та $\text{NaN}^{3+}\text{O}_2$ на $\text{NaN}^{5+}\text{O}_3$:



H_2O визначає нейтральне середовище реакції і іони, з яких вона складається, не приймають участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії реагентів. Окисником є Mn^{7+} , що в нейтральному середовищі приймає 3 електрони, а відновником може бути лише S^{2-} (мінімальний ступінь окислення). Тому



Реакція завершується перетворенням $\text{KMn}^{7+}\text{O}_4$ на Mn^{4+}O_2 та зв'язуванням іонів K^{1+} і Na^{1+} іонами водню та кисню в молекули відповідних гідроксидів:

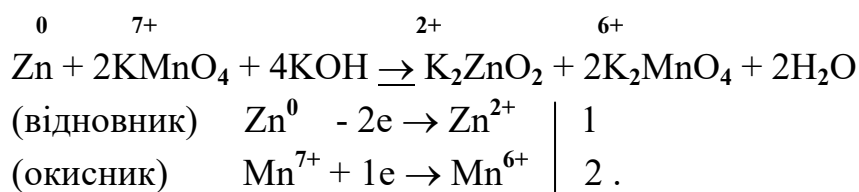
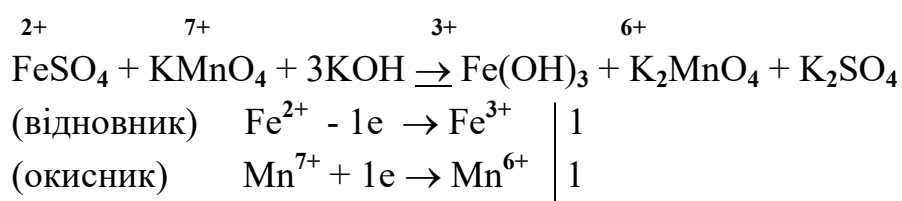


Найчастіше для створення в розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Азотну кислоту недоцільно вживати, тому що вона сама є окисником, а соляна кислота – відновником. Для

досягнення в розчинах лужного середовища використовують гідроксиди натрію або калію.

Якщо у лужному середовищі роль відновника виконують метали або їх солі, можливе утворення осадів малорозчинних гідроксидів або солей кислот відповідних амфотерних металів.

Приклад 4:



Деякі окисно-відновні реакції є оборотними.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням середовища необхідно дотримуватися таких правил:

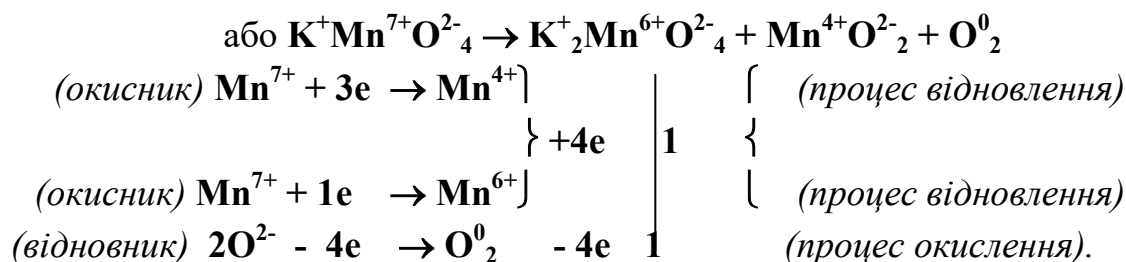
1. Якщо продукти реакції містять більше кисню, ніж вихідні компоненти, то поповнення киснем у кислих і нейтральних розчинах відбувається за рахунок води, а в лужних розчинах за рахунок OH^- -групи;
2. У кислому або нейтральному середовищі метали з ступенями окислення 1+, 2+, 3+ з кислотними залишками утворюють солі;
3. У лужному середовищі іони металів, що утворюють малорозчинні гідроксиди, знаходяться в осаді;
4. Амфотерні елементи в лужному середовищі утворюють солі і входять до складу аніонів (K_3AlO_3 , Na_2ZnO_2 тощо).

Основи класифікації окисно-відновних реакцій

Розрізняють три основні типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні (міжатомні), внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціонування (дисмутації).

Внутрішньомолекулярними є реакції, в яких змінюються ступені окиснення двох або більше елементів, що входять до складу однієї і тієї ж речовини.

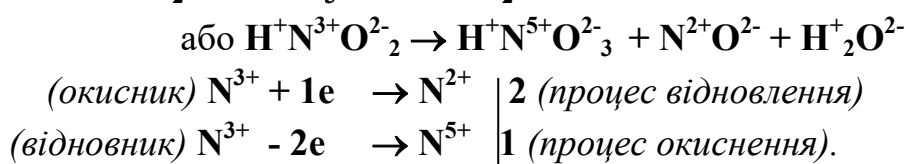
Приклад 6. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$



Тоді: $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$.

До реакцій диспропорціонування або дисмутації (ще їх називають реакціями самоокиснення-самовідновлення) відносяться такі, в яких один і той же елемент є одночасно і окисником і відновником. При цьому він входить до складу вихідної речовини з проміжним ступенем окиснення.

Приклад 9. $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



Тоді: $3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Вплив реакції середовища на окисно-відновні процеси.

В три пробірки помістити по 3-5 крапель розчину KMnO_4 . В першу додати 1-2 краплі розчину сірчаної кислоти, в другу – 3-4 краплі дистильованої води, в третю – 2-3 краплі розчину лугу (KOH чи NaOH). Чи змінюється при цьому колір розчину KMnO_4 ?

Потім у кожену пробірку додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфату натрію чи калію. Які явища при цьому відбуваються у кожній пробірці? Написати рівняння відповідних реакцій, скласти схеми перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ реакції 1	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Рівняння реакції 3	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Окисно-відновні властивості сполук хрому.

В пробірку помістити 2-3 краплі розчину біхромату калію $K_2Cr_2O_7$, додати 2-3 краплі розчину сірчаної кислоти, додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфату натрію чи калію. Відмітити зміну кольору розчину. Написати рівняння, скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

В другу пробірку помістити 1-2 краплі розчину лугу (KOH чи NaOH), по краплям додати розчин сульфату хрому (III) до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати туди ж знову розчину лугу (KOH чи NaOH) до розчинення осаду, після цього – 3-4 краплі 10%-ного розчину пероксиду водню H_2O_2 , підігріти суміш на водяній бані 2-3 хвилини. Як змінився колір розчину? Скласти рівняння реакцій, що відповідають перетворенням $Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ реакції 1	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
Рівняння реакції 3	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Самоокислення – самовідновлення йоду

У пробірку помістити маленький кристал йоду. Додати по краплям 2 н. розчин лугу NaOH і за слабого нагрівання на водяній бані розчинити кристал. Скласти рівняння реакції, що відбулася.

Якщо одержаний розчин підкислити 2 н. сірчаною кислотою, то реакція піде в зворотньому напрямку. Дописати рівняння окисно-відновної реакції:



РІВНЯННЯ реакції 1	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Окислення Mn^{2+} до MnO_4^-

Внесіть у пробірку 2-3 краплі розчину нітрату марганцю і 8-10 крапель азотної кислоти розведеної (1 : 1). Додайте до суміші у пробірці на кінчику шпателя вісмутат натрію NaBiO_3 . Суміш перемішайте і дайте надлишку NaBiO_3 осісти. Як змінився колір розчину над осадом? Складіть рівняння окисно-відновної реакції.

РІВНЯННЯ реакції	
ЗОВНІШНІ ЕФЕКТИ	

Дослід 5. Окислювально-відновна двоякість пероксиду водню

У дві пробірки налити по 8-10 крапель розчину H_2O_2 і по 2-3 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти. В одну пробірку доливають 4-5 крапель перманганату калію, а в другу – такий же об'єм розчину йодиду калію.

Відзначити зовнішні ознаки окисно-відновних реакцій, що відбулися.

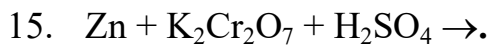
Скласти рівняння реакцій і визначити окисником чи відновником був пероксид водню в цих реакціях?

РІВНЯННЯ реакції 1	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Питання для перевірки самопідготовки

Визначити продукти реакцій, скласти схему електронного балансу, вказати окисник та відновник, урівняти реакції:

- $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{HClO}_4 \rightarrow$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- $\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- $\text{CoS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$



3.8 Лабораторна робота 8. Вивчення правил складання формул координаційних сполук, рівнянь реакцій за їх участі та властивостей

Методичні поради щодо виконання самостійної роботи

Що треба знати:

- 1) типи хімічних зв'язків у молекулах простих і складних речовин: іонний, ковалентний полярний і ковалентний неполярний;
- 2) механізм донорно-акцепторного способу утворення ковалентного зв'язку;
- 3) типові донори і акцептори електронних пар і особливості їх електронної будови;
- 4) основні закономірності будови координаційних (комплексних) сполук;
- 5) найпоширеніші координаційні числа комплексоутворювачів.

Що треба вміти:

- 1) визначати внутрішню сферу, ступінь окислення та можливе координаційне число комплексоутворювача, виходячи з особливостей електронної будови елемента;
- 2) розраховувати заряд комплексних іонів;
- 3) складати рівняння найпростіших реакцій утворення комплексних сполук з використанням як лігандів NH_3 , CN^- , NO_2^- , а як комплексоутворювачів $\text{Cu} (2+)$, $\text{Ag} +$, $\text{Fe} (2+)$, $\text{Fe} (3+)$, $\text{Co} (2+)$, $\text{Co} (3+)$ та інші.
- 4) складати рівняння дисоціації комплексних сполук у розчинах;
- 5) складати назви комплексних сполук.

Про що треба мати уявлення:

- 1) ізомерію комплексних сполук;
- 2) константи стійкості комплексних іонів;

3) особливості деяких типових біологічно активних комплексів як, наприклад, хлорофіл, гемоглобін, ферменти тощо.

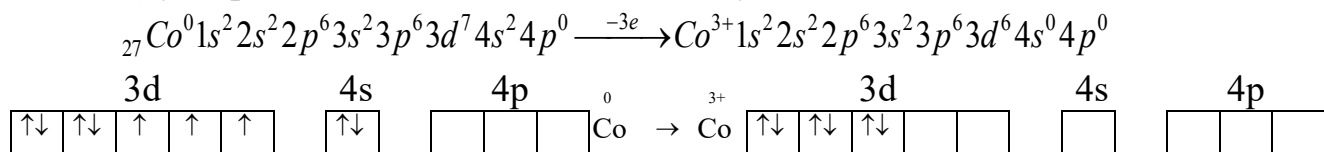
Загальні питання

Все різноманіття неорганічних сполук умовно можна розділити на два типи: 1) сполуки першого порядку; 2) сполуки вищого порядку.

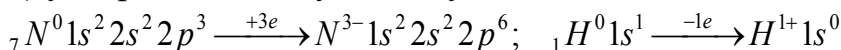
Речовини, в яких значення ступінів окислення елементів співпадає з валентностями, які вони проявляють, або кількістю утворених у молекулі хімічних зв'язків (NH_3 , H_2O , SO_3 , AgCl і т.д.), називають простими сполуками, а речовини, в яких елементи проявляють додаткові валентні зв'язки, розглядають як сполуки вищого порядку і називають координаційними, або комплексними.

Прості сполуки побудовані за рахунок іонного, ковалентного полярного або ковалентного неполярного зв'язку. На відміну від цього в комплексних сполуках утворюється додатковий ковалентний зв'язок на основі донорно-акцепторної взаємодії. За допомогою цього зв'язку формується комплексний іон. Відбувається донорно-акцепторна взаємодія між центральним іоном-комплексоутворювачем і лігандами. При цьому іон-комплексоутворювач бере участь в утворенні даних зв'язків через надання вільних орбіталей свого зовнішнього або передзовнішнього енергетичних рівнів, а ліганди – наданням пар електронів одного з атомів. Наприклад, в утворенні комплексного іона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ можна виділити такі етапи:

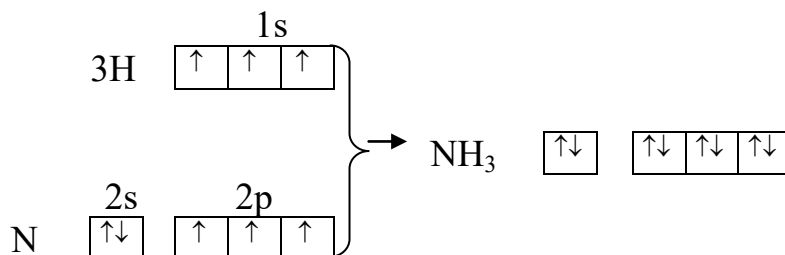
1) утворення іона Co^{3+} з атома кобальту



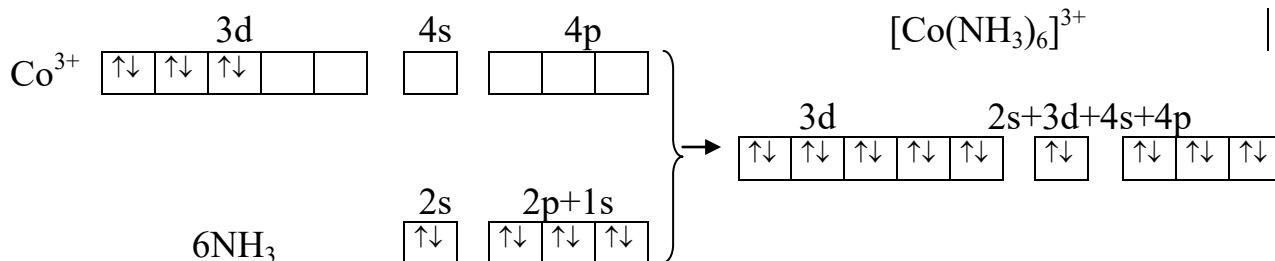
2) утворення молекул аміаку



або



- 4) утворення комплексного іона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ (+3) за рахунок шести вільних орбіталей 3d, 4s і 4p підрівнів Co^{3+} і спарених 2s електронів азоту, який входить до складу шести молекул аміаку:

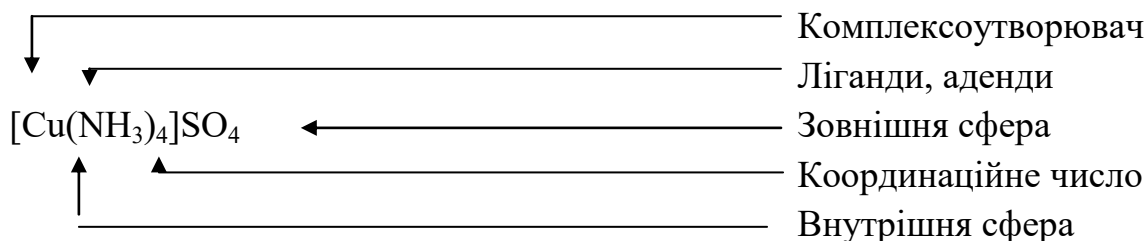


Основні принципи утворення комплексних сполук вперше були викладені в 1893 р. швейцарським хіміком Вернером у вигляді координаційної теорії:

- 1) у молекулі будь-якої комплексної сполуки один з іонів займає центральне місце і називається комплексоутворювачем, або центральним іоном;
- 2) навколо центрального іона в безпосередньому приближенні розміщується (координується) деяке число протилежно заряджених іонів або нейтральних молекул, які називаються лігандами, або адендами.

Центральний іон з розміщеними навколо нього лігандами утворює т.з. внутрішню координаційну сферу сполуки (комплексний іон);

- 3) іони, які знаходяться на дальшій відстані від центрального іона, складають зовнішню координаційну сферу комплексної сполуки;
- 4) число, яке показує, скільки лігандів розміщується навколо комплексоутворювача у внутрішній сфері, називається координаційним.

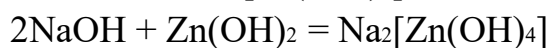
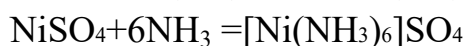
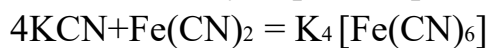


Для складання формул комплексних сполук є такі правила:

- 1) заряд комплексного іона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів іона-комплексоутворювача та лігандів;

2) сумарний заряд іонів, що знаходяться в зовнішній сфері, рівний за величиною та протилежний за знаком заряду внутрішньої координаційної сфери. Наприклад, для $K_4[Fe(CN)_6]$ заряд внутрішньої сфери $(2+) + (6-) = 4-$, заряд зовнішньої сфери $4 \cdot (1+) = 4+$, заряд комплексної сполуки $(4-) + (4+) = 0$.

Здатність до комплексоутворення найчастіше проявляють багатозарядні іони важких металів, які мають 18-електронну або перехідну від 8-ми до 18-електронну зовнішню конфігурацію, в яких є вільні орбіталі. Комплексоутворювачами можуть також бути іони деяких неметалів (табл. 6). Заряд іона-комплексоутворювача, як правило, відповідає заряду даного атома у складі простої сполуки. Тому процес утворення комплексної сполуки можна у спрощеному вигляді представити як складання молекул простих речовин:



Найпоширенішими координаційними числами є 2, 4, 6. З певним наближенням можна сказати, що найчастіше координаційне число рівне подвоєному або потроєному заряду іона-комплексоутворювача (див.таблицю).

Здатність лігандів до координації залежить від присутніх у них атомів або груп з неподіленими парами електронів, за допомогою яких здійснюється зв'язок з центральним атомом. Найпоширенішими донорами електронів є атоми N, O, C, Cl, Br, I.

Номенклатура комплексних сполук

Комплексні сполуки можна розділити на 3 типи:

1. комплекси катіонного характеру – комплексний іон заряджений позитивно, наприклад $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Co(NH_3)_6]Br_3$;
2. комплекси аніонного характеру – комплексний іон заряджений негативно, наприклад, $K_2[PtCl_4]$, $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$;
3. нейтральні комплекси (внутрішньоконкомплексні сполуки) – абсолютні величини зарядів комплексоутворювача і лігандів рівні, наприклад, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Ni(CO)_4]$.

Для комплексних сполук з 1963 р. використовують раціональну номенклатуру, згідно з якою спочатку називають аніон в називному відмінку, а потім в родовому відмінку - катіон. У назві комплексного іона або молекули вказують всі складові частини: спочатку ліганди іонної природи, а потім молекулярної.

До звичайної латинської назви аніонного ліганду додається закінчення – 0: F⁻ – фторо, Cl⁻ – хлоро, CN⁻ – ціано, OH⁻ – гідроксо, SO₃²⁻ - сульфіто, SCN⁻ – тіоціанато, SO₄²⁻ – сульфато, C₂O₄²⁻ – оксалато, P₂O₇⁴⁻ – дифосфато і т.д.

Таблиця. Характеристика деяких комплексних сполук

Координаційне число	Комплексоутворювач	Комплексні сполуки
2	Ag ⁺	[Ag(NH ₃) ₂]Cl,
2	Au ⁺	Na[Au(CN) ₂]
4	Cu ²⁺	[Cu(NH ₃) ₄](OH) ₂
4	Hg ²⁺	K ₂ [HgI ₄]
4	B ³⁺	Na[BF ₄]
4	Pt ²⁺	K ₂ [PtBr ₄]
4	Co ²⁺	K ₂ [Co(SCN) ₄]
4	Zn ²⁺	Na ₂ [Zn(OH) ₄]
4	Pb ²⁺	K ₂ [PbCl ₄]
6	Al ³⁺	Na ₃ [AlF ₆]
6	Co ³⁺	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]
6	Cr ³⁺	Na ₃ [Cr(SCN) ₆]
6	Fe ³⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆]
6	Fe ²⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆]

При переліченні молекулярних лігандів, NH₃ позначають словом “амін”, H₂O – “аква”, NO – “нітрозил”, CO – “карбоніл”.

Число лігандів вказують перед їх назвою грецьким числівником: 2 – ди, 3-три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 - гепта, 8 – окта.

Комплексоутворювач називають останнім. Якщо він входить до складу катіона або молекул, то йому дають українську назву даного елемента. Назва комплексного іона має закінчення –ат, яке додається до

латинської назви елемента – комплексоутворювача. Якщо комплексоутворювач здатний проявляти кілька ступенів окислення, то після його назви в дужках римською цифрою вказують його ступінь окислення. Наприклад:

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ - гексаціаноферат (III) заліза (II)

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетраамінміді (II)

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ - тетракарбонілнікель (II)

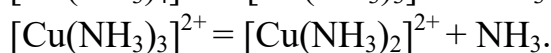
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ - бромід гексааквахрому (III)

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$ - гексаціанокобальтат (III) гексаамінхрому (III)

Комплексні сполуки в більшості випадків є електролітами і у водних розчинах легко дисоціюють на комплексний іон та іони зовнішньої сфери, наприклад,



Дисоціація комплексних іонів, як правило, відбувається в незначній мірі, подібно до слабких електролітів:



Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном.

У пробірку з 4-5 краплями розчину сульфату або хлориду міді (II) додавати краплями розчин аміаку спочатку до утворення осаду гідроксисульфату міді, а потім – до його повного розчинення і утворення комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Як змінився початковий колір розчину? Скласти рівняння реакцій відповідно до стадій процесу взаємодії реагентів.

РІВНЯННЯ реакцій	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном.

2.1. У пробірку налити 4-5 крапель розчину $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і додавати по одній краплі розчин KI до утворення червоного осаду йодиду ртуті (II).

Продовжувати додавати розчин KI до повного розчинення осаду і утворення тетраїодомеркурату (II) калію. Скласти рівняння реакції, враховуючи стадії.

РІВНЯННЯ реакцій	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2.2. Налити в пробірку 5-7 крапель розчину сульфату або хлориду кобальту (II). Додавати поступово кристали KNO_2 до насичення розчину (на дні пробірки залишається небагато нерозчиненої солі). До суміші додати краплями концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду $K_3[Co(NO_2)_6]$. Скласти рівняння реакцій за стадіями, враховуючи, що азотиста кислота, яка виділяється при підкисленні, окислює $Co(2+)$ до $Co(3+)$.

РІВНЯННЯ реакції 1	$CoCl_2 + KNO_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ реакції 2	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну.

3.1. До 4-5-ти крапель розчину будь-якої солі заліза (II) додати 2-3 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Якого кольору утворився осад? Скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.2. До 4-5-ти крапель розчину солі міді (II) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

3.3. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

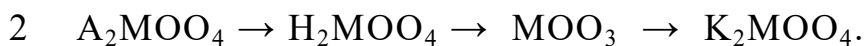
3.4. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину $KSCN$ або NH_4SCN . Зазначити колір розчину і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Питання для самоперевірки

- Визначити ступінь окислення, координаційне число комплексоутворювача і заряд комплексного іона в таких сполуках: $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$, $Cu_2[Fe(CN)_6]$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $K_3[FeF_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $Na_3[Al(OH)_6]$, $K_2[Co(SCN)_4]$, $K_2[HgI_4]$, $[Cu(NH_3)_4]_3(PO_4)_2$, $[Ni(CO)_4]$, $[Co(NO_2)_3(NH_3)_3]$, $[Cr(NH_3)_6]$, $[Co(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$.
- З яких солей можна одержати $K_4[Fe(CN)_6]$? Написати рівняння реакції.
- Написати наведені формули як комплексні сполуки:
 $2HF \cdot SiF_4$; $2KCl \cdot PbCl_2$; $NiCl_2 \cdot 6NH_3$; $CuSO_4 \cdot 4NH_3$; $Zn(OH)_2 \cdot Ca(OH)_2$;
 $3KNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$; $4KCN \cdot Fe(CN)_2$.
- Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій між такими речовинами:

ZnSO₄ i K₃[Fe(CN)₆]; FeCl₃ i K₄[Fe(CN)₆]; KCl i Na₃[Co(NO₂)₆],
K₂[HgI₄] i AgNO₃; NH₄Fe(SO₄)₂ i KSCN; NaCl i K[Sb(OH)₆]; CuSO₄ i
NH₃.



6. Скласти рівняння реакцій за допомогою яких можна виконати наступні перетворення: $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2$
7. Закінчити рівняння реакцій: $\text{CuCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$;
 $[\text{Cu(NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{CuCl} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{CuCl}_2 + \text{KCN} \rightarrow$
9. Скласти рівняння реакцій до наступних перетворень:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$.
10. Закінчіть рівняння реакцій та вкажіть, які властивості в них проявляють метали: $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$; $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

Питання для самоперевірки

1. У чому полягає особливість електронної будови атомів металів?
2. Перелічіть гідроксиди металів, розчинних у воді.
3. Чому гідроксиди цинку, алюмінію, хрому (III) розчиняються у лугах?
4. Назвіть серед металів найсильніший та найслабший відновники.
5. У чому полягає різниця між макро- і мікроелементами? Чи можна замінити дефіцит одних елементів живлення рослин надлишком інших?
6. Як перевести марганець з MnO_2 в засвоювану рослинами форму солі двовалентного марганцю, якщо є H_2SO_4 та H_2O_2 ?
7. Дайте загальну характеристику *d*-елементів I групи періодичної системи на основі електронної будови їх атомів. Чим пояснюється ефект “провалу” електрона для цих елементів?
8. Дайте загальну характеристику *d*-елементів II групи періодичної системи. В чому виявляється стійкість електронної конфігурації $(n-1)d^{10}$ в атомах цих елементів?
9. Напишіть формули оксидів і гідрооксидів, в яких хром виявляє ступінь окислення 2+, 3+, 6+ ? Як змінюються їх хімічні властивості?
10. Скласти електронні формули іонів Mn^{2+} , Mn^{4+} , Mn^{7+} . На основі електронної будови іонів пояснити їх окисно-відновні властивості.
11. Написати електронну формулу атома заліза. Визначити його валентні властивості. Навести приклади сполук, у яких залізо виявляє різні валентності.

ДОДАТОК 1

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}
OH^-	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F^-	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S^{2-}	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO_4^{3-}	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO_2^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примітка: P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні);
H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Продовження додатку 1

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Примітка: Р - розчинні у воді; ВР - важкорозчинні (малорозчинні);
Н - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом)

H 2,1							He -		
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne -		
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -		
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -		
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -		
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0- 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -		
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Ku -	Ns -					

ДОДАТОК 3

**Найважливіші одиниці системи СІ та їх співвідношення з
одиницями інших систем**

Назва фізичної величини	Умовне позначення	Одиниця СІ	Співвідношення з одиницями інших систем
Довжина	l	Метр (м)	1 м = 100 сантиметрів (см); 1 ангстрем (Å) = 10^{-10} метрів (м) = 10^{-8} сантиметрів (см) = 0,1 нанометрів (нм) = 100 пікометрів (пм)
Маса	g	Кілограм (кг)	1 кг = 1000 грамів (г) = 10^6 міліграмів (мг) = 10^9 мікрограмів (мкг); 1 атомна одиниця маси (а.о.м.) = $1,66053 \cdot 10^{-24}$ г
Час	τ	Секунда (с)	1 година = 3600 с; 1 хвилина (хв) = 60с
Сила струму		Ампер (А)	
Електричний заряд		Кулон (Кл)	Кл = А · с
Температура	T, t	Кельвін (К)	$0^{\circ}\text{K} = -273,15^{\circ}\text{C}$ (Цельсія) = $-459,67^{\circ}\text{F}$ (Фаренгейта) $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}$
Сила світла		Кандела (кд)	
Кількість речовини	M	Моль	

Найважливіші фізико-хімічні константи

Атомна одиниця маси	$1 \text{ а.о.м.} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Маса спокою електрона	$m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ кг} = 5,4858 \cdot 10^{-4} \text{ а.о.м.}$
Маса спокою протона	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,0073 \text{ а.о.м.}$
Маса спокою нейтрона	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,0087 \text{ а.о.м.}$
Молярна газова стала	$R = 8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \text{ моль}^{-1}$
Постійна Планка	$h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Постійна Фарадея	$F = 9,6485 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Число Авогадро	$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Швидкість світла	$C = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}$
Співвідношення між різними одиницями енергії	$1 \text{ калорія (кал)} = 4,184 \text{ Дж};$ $1 \text{ електронвольт (eV)} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж};$ $1 \text{ ерг} = 6,242 \cdot 10^{11} \text{ eV};$ $1 \text{ Дж} = 10^7 \text{ ерг}$
π	3,14459
$\ln 10$	2,3026
e	2,7183

ДОДАТОК 4

Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
Безкисневі			
HF	Фтороводнева (плавикова)	F ⁻	Фторид
HCl	Хлороводнева (соляна)	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромоводнева	Br ⁻	Бромид
HI	Йодоводнева	I ⁻	Йодид
HCN	Ціановоднева (синильна)	CN ⁻	Ціанід
HSCN	Тіоціановоднева (роданиста)	SCN ⁻	Роданід (тіоціанід)
H ₂ S	Сірководнева	S ²⁻ HS ⁻	Сульфід Гідросульфід
H ₂ Se	Селеноводнева	Se ²⁻ HSe ⁻	Селенід Гідроселенід
Кисневмісні			
CH ₃ COOH	Оцтова	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
HBO ₂	Метаборна	BO ₂ ⁻	Метаборат
H ₃ BO ₃	Ортоборна	[B(OH) ₄] ⁻	Борат
H ₂ CO ₃	Вугільна	CO ₃ ²⁻ HCO ₃ ⁻	Карбонат Гідрокарбонат
H ₂ SiO ₃	Кремнієва	SiO ₃ ²⁻ HSiO ₃ ⁻	Силікат Гідросилікат
H ₂ SO ₃	Сірчиста	SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻	Сульфід Гідросульфід
H ₂ SO ₄	Сірчана	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	Сульфат Гідросульфат
HNO ₂	Азотиста	NO ₂ ⁻	Нітрит
HNO ₃	Азотна	NO ₃ ⁻	Нітрат
HPO ₃	Метафосфорна	PO ₃ ⁻	Метафосфат
H ₃ PO ₄	Ортофосфорна	PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ H ₂ PO ₄ ⁻	Ортофосфат Гідроортофосфат Дигідроортофосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфорна (пірофосфорна)	P ₂ O ₇ ⁴⁻ HP ₂ O ₇ ³⁻	Дифосфат Гідродифосфат
		H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ H ₃ P ₂ O ₇ ⁻	Дигідродифосфат Тригідродифосфат
HPO ₂	Метафосфориста	PO ₂ ⁻	Метафосфіт
H ₃ PO ₃	Ортофосфориста	HPO ₃ ²⁻	Ортофосфіт
		H ₂ PO ₃ ⁻	Гідроортофосфіт
H ₃ PO ₂	Фосфорнуватиста	H ₂ PO ₂ ⁻	Гіпофосфіт

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
H_3AsO_4	Ортомиш'якова	AsO_4^{3-} $HAsO_4^{2-}$ $H_2AsO_4^-$	Ортоарсенат Гідроортоарсенат Дигідроортоарсенат
H_3AsO_3	Ортомиш'яковиста	AsO_3^{3-} $HAsO_3^{2-}$ $H_2AsO_3^-$	Ортоарсеніт Гідроортоарсеніт Дигідроортоарсеніт
$HAsO_2$	Метамиш'яковиста	AsO_2^-	Метаарсеніт
$HClO$	Хлорнуватиста	ClO^-	Гіпохлорит
$HClO_2$	Хлориста	ClO_2^-	Хлорит
$HClO_3$	Хлорнувата	ClO_3^-	Хлорат
$HClO_4$	Хлорна	ClO_4^-	Перхлорат
$HMnO_4$	Марганцева	MnO_4^-	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцевиста	MnO_4^{2-} $HMnO_4^-$	Манганат Гідроманганат
HVO_3	Ванадієва	VO_3^-	Ванадат
H_2MoO_4	Молібденова	MoO_4^{2-} $HMoO_4^-$	Молібдат Гідромолібдат
H_2WO_4	Вольфрамова	WO_4^{2-} HWO_4^-	Вольфрамат Гідровольфрамат
H_2CrO_4	Хромова	CrO_4^{2-} $HCrO_4^-$	Хромат Гідрохромат
$H_2Cr_2O_7$	Дихромова	$Cr_2O_7^{2-}$ $HCr_2O_7^-$	Дихромат Гідродихромат
Кислоти, що відповідають амфотерним гідроксидам			
$HAIO_2$	Метаалюмінієва	AlO_2^-	Метаалюмінат
H_3AlO_3	Ортоалюмінієва	AlO_3^{3-} $HAIO_3^{2-}$ $H_2AlO_3^-$	Ортоалюмінат Гідроалюмінат Дигідроалюмінат
H_2PbO_2	Свинцева	PbO_2^{2-} $HPbO_2^-$	Плюмбіт Гідроплюмбіт
H_2ZnO_2	Цинкова	ZnO_2^{2-} $HZnO_2^-$	Цинкат Гідроцинкат
$HCrO_2$	Метахромиста	CrO_2^-	Метахроміт
H_3CrO_3	Ортохромиста	CrO_3^{3-} $HCrO_3^{2-}$ $H_2CrO_3^-$	Ортохроміт Гідроортохроміт Дигідроортохроміт

ДОДАТОК 5

Можливі окисно-відновні числа деяких елементів

Елемент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
H			H ⁻ гідриди	H ₂	H ⁺						
F			F ⁻	F ₂							
Cl			HCl Cl ⁻	Cl ₂	Cl ₂ O HClO ClO ⁻		HClO ₂ ClO ₂ ⁻	ClO ₂	HClO ₃ ClO ₃ ⁻	Cl ₂ O ₆ (ClO ₃)	Cl ₂ O ₇ HClO ₄ ClO ₄ ⁻
Br			HBr Br ⁻	Br ₂	Br ₂ O HBrO BrO ⁻		HBrO ₂ BrO ₂ ⁻		HBrO ₃ BrO ₃ ⁻		HBrO ₄ BrO ₄ ⁻
I			HI I ⁻	I ₂	HIО IO ⁻				I ₂ O ₅ HIO ₃ IO ₃ ⁻		HIО ₄ ·2H ₂ O Або H ₅ IO ₆
O		H ₂ O	H ₂ O ₂ перок-сиди	O ₂		F ₂ O					
S		H ₂ S	FeS ₂	S		SO		SO ₂ H ₂ SO ₃ SO ₃ ²⁻		SO ₃ H ₂ SO ₄ SO ₄ ²⁻	
N	NH ₃ NH ₄ ⁺	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃ HNO ₂ NO ₂ ⁻	NO ₂	N ₂ O ₅ HNO ₃ NO ₃ ⁻		
P	PH ₃			P			P ₂ O ₃ HPO ₃ ²⁻		P ₂ O ₅ PO ₄ ³⁻		
As	AsH ₃			As			As ₂ O ₃ AsO ₃ ³⁻		As ₂ O ₅ AsO ₄ ³⁻		
Sb	SbH ₃			Sb			Sb ₂ O ₃ Sb ³⁺ SbO ₂ ⁻		Sb ₂ O ₅ SbO ₃ ⁻		
Bi				Bi			Bi ³⁺ Bi ₂ O ₃ BiO ⁺		Bi ₂ O ₅ BiO ₃ ⁻		
C	C ₂ H ₆	C ₂ H ₄	C ₂ H ₂	C		CO		CO ₂ H ₂ CO ₃ CO ₃ ²⁻			
Sn				Sn			Sn ²⁺ SnO ₂ ²⁻		Sn ⁴⁺ SnO ₃ ²⁻		
Pb				Pb			Pb ²⁺ PbO PbO ₂ ²⁻		Pb ⁴⁺ PbO ₂ PbO ₃ ²⁻		
Al				Al			Al ³⁺ AlO ₂ ⁻ AlO ₃ ³⁻				
B	B ³⁺ B ₂ H ₆			B			B ³⁺ B ₂ O ₃ BO ₂ ⁻ B ₄ O ₇ ²⁻				

Продовження таблиці додатку 5

	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Лужно-земельні метали				Me ⁰		Me ²⁺					
Лужні метали				Me ⁰	Me ⁺						
Ag				Ag	Ag ⁺	Ag ²⁺					
Ag				Ag	Ag ⁺	Ag ²⁺					
Au				Au	Au ¹⁺	Au ³⁺					
Cu				Cu	Cu ⁺	Cu ²⁺					
Zn				Zn		Zn ²⁺					
Cd				Cd		Cd ²⁺					
Hg				Hg	Hg ₂ ²⁺	Hg ²⁺					
Cr				Cr			Cr ³⁺ CrO ₂ ⁻ CrO ₃ ³⁻ -			Cr ₂ O ₇ ²⁻ CrO ₄ ²⁻ -	
Mo				Mo		Mo ²⁺	Mo ³⁺	Mo ⁴⁺ MoO ₂ MoO ₃ ²⁻	Mo ⁵⁺ MoO ₃ ⁺	MoO ₃ MoO ₄ ²⁻	
Mn				Mn		Mn ²⁺	Mn ³⁺	MnO ₂		MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
Fe				Fe		Fe ²⁺	Fe ³⁺			FeO ₄ ²⁻ -	
Co				Co		Co ²⁺	Co ³⁺				
Ni				Ni		Ni ²⁺	Ni ³⁺				
Елемент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

ДОДАТОК 6

Густина водних розчинів основ при 18 °С у г/см³

%	KOH	NaOH	NH ₃	%	KOH	NaOH	NH ₃
4	1,033	1,046	0,983	34	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,069	0,973	36	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967	38	1,384	1,416	-
10	1,082	1,115	0,960	40	1,411	1,437	-
12	1,100	1,137	0,958	42	1,437	1,458	-
14	1,118	1,159	0,946	44	1,460	1,478	-
16	1,137	1,181	0,939	46	1,485	1,499	-
18	1,156	1,203	0,932	48	1,511	1,519	-
20	1,176	1,225	0,926	50	1,538	1,540	-
22	1,196	1,247	0,919	52	1,564	1,560	-
24	1,217	1,268	0,913	54	1,590	1,580	-
26	1,240	1,289	0,908	56	1,616	1,601	-
28	1,263	1,310	0,903	58	-	1,622	-
30	1,286	1,332	0,898	60	-	1,643	-
32	1,310	1,352	0,893				

ДОДАТОК 7

Густина водних розчинів кислот при 18 °С у г/см³

%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl
4	1,027	1,020	1,018	52	1,415	1,322	-
6	1,038	1,031	1,028	54	1,435	1,334	-
8	1,052	1,043	1,038	56	1,456	1,345	-
10	1,066	1,054	1,047	58	1,477	1,356	-
12	1,080	1,066	1,057	60	1,498	1,367	-
14	1,095	1,078	1,068	62	1,520	1,377	-
16	1,109	1,090	1,078	64	1,542	1,387	-
18	1,124	1,103	1,088	66	1,565	1,396	-
20	1,139	1,115	1,098	68	1,587	1,405	-
22	1,155	1,128	1,108	70	1,611	1,413	-
24	1,170	1,140	1,119	72	1,634	1,422	-
26	1,176	1,153	1,129	74	1,657	1,430	-
28	1,202	1,167	1,139	76	1,681	1,438	-
30	1,219	1,180	1,149	78	1,704	1,445	-
32	1,235	1,193	1,159	80	1,727	1,452	-
34	1,252	1,207	1,169	82	1,749	1,459	-
36	1,268	1,221	1,179	84	1,769	1,466	-
38	1,286	1,234	1,189	86	1,787	1,372	-
40	1,303	1,246	1,198	88	1,802	1,477	-
42	1,321	1,259	-	90	1,814	1,483	-
44	1,338	1,272	-	92	1,824	1,487	-
46	1,357	1,285	-	94	1,8312	1,491	-

48	1,376	1,298	-	96	1,8355	1,495	-
50	1,395	1,310	-	98	1,8395	1,501	-
				100	1,8305	1,513	-

ДОДАТОК 8

Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18^oС

Назва електроліту	Формула	Ступінь дисоціації, %	
		в 1н. розчині	в 0,1н. розчині
Кислоти			
Борна	H ₃ BO ₃	-	0,01
Сірководнева	H ₂ S	-	0,07
Вугільна	H ₂ CO ₃	-	0,17
Оцтова	CH ₃ COOH	0,4	1,3
Фтористоводнева	HF	7	15
Ортофосфорна	H ₃ PO ₄	-	27
Щавлева	H ₂ C ₂ O ₄	-	50
Сірчиста	H ₂ SO ₃	-	34
Сірчана	H ₂ SO ₄	51	58
Бромистоводнева	HBr	-	90
Йодистоводнева	HI	-	90
Азотна	HNO ₃	82	92
Соляна	HCl	78	91
Основи			
Гідроксид амонію	NH ₄ OH	0,4	1,3
Їдкий калій	KOH	77	88
Їдкий натрій	NaOH	74	84
Гідроксид літію	LiOH	-	63
Гідроксид кальцію	Ca(OH) ₂	-	98
Гідроксид барію	Ba(OH) ₂	69	80
Гідроксид стронцію	Sr(OH) ₂	-	98
Солі			
Сульфат міді	CuSO ₄	-	40
Сульфат натрію	Na ₂ SO ₄	45	65
Сульфат калію	K ₂ SO ₄	53	72
Нітрат срібла	AgNO ₃	58	81
Солі типу K ⁺ A ⁻	KNO ₃ , NaCl, NaBr	52-67	86-99
Солі типу K ₃ ⁺ A ³⁻ або K ³⁺ A ₃ ⁻	K ₃ PO ₄ , AlCl ₃	-	65
Солі типу K ²⁺ A ₂ ⁻ або K ₂ ⁺ A ²⁻	BaCl ₂ , K ₂ SO ₄	-	69-76
Солі типу K ²⁺ A ²⁻	ZnSO ₄ , MgSO ₄	-	43-93

ДОДАТОК 9

Константи дисоціації деяких кислот та основ при 25⁰ С

Сполука	Вираз для константи дисоціації	K _{дис}
HF	$K = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$	6,8·10 ⁻⁴
HCl	$K = \frac{[H^+][Cl^-]}{[HCl]}$	1,0·10 ⁷
HBr	$K = \frac{[H^+][Br^-]}{[HBr]}$	1,0·10 ⁹
HI	$K = \frac{[H^+][I^-]}{[HI]}$	1,0·10 ¹¹
HClO	$K = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]}$	5,0·10 ⁻⁸
HClO ₂	$K = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$	1,1·10 ⁻²
HBrO	$K = \frac{[H^+][BrO^-]}{[HBrO]}$	2,5·10 ⁻⁹
HIO	$K = \frac{[H^+][IO^-]}{[HIO]}$	2,3·10 ⁻¹¹
HIO ₃	$K = \frac{[H^+][IO_3^-]}{[HIO_3]}$	1,6·10 ⁻¹
H ₂ S	$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}$ $K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$	5,7·10 ⁻⁸ 1,0·10 ⁻¹⁴
H ₂ SO ₃	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$	1,6·10 ⁻² 6,3·10 ⁻⁸
H ₂ SO ₄	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_4^-]}{[H_2SO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$	1,0·10 ³ 1,2·10 ⁻²
HNO ₂	$K = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$	5,1·10 ⁻⁴
H ₃ PO ₄	$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$	7,52·10 ⁻³ 6,31·10 ⁻⁸

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
	$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$	$1,26 \cdot 10^{-12}$
$H_4P_2O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][H_3P_2O_7^-]}{[H_4P_2O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][H_2P_2O_7^{2-}]}{[H_3P_2O_7^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][HP_2O_7^{3-}]}{[H_2P_2O_7^{2-}]}$ $K_4 = \frac{[H^+][P_2O_7^{4-}]}{[HP_2O_7^{3-}]}$	$3,0 \cdot 10^{-2}$ $2,3 \cdot 10^{-3}$ $2,0 \cdot 10^{-7}$ $4,3 \cdot 10^{-10}$
H_3AsO_4	$K_1 = \frac{[H^+][H_2AsO_4^-]}{[H_3AsO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HAsO_4^{2-}]}{[H_2AsO_4^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][AsO_4^{3-}]}{[HAsO_4^{2-}]}$	$6,0 \cdot 10^{-3}$ $1,1 \cdot 10^{-7}$ $3,9 \cdot 10^{-12}$
$HAsO_2$	$K = \frac{[H^+][AsO_2^-]}{[HAsO_2]}$	$6 \cdot 10^{-10}$
$HCOOH$	$K = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$
CH_3COOH	$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$
HCN	$K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
H_2CO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$4,3 \cdot 10^{-7}$ $5,6 \cdot 10^{-11}$
$H_2C_2O_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]}$	$5,9 \cdot 10^{-2}$ $3,5 \cdot 10^{-5}$
H_2SiO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HSiO_3^-]}{[H_2SiO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SiO_3^{2-}]}{[HSiO_3^-]}$	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
H_2SnO_2	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_2^-]}{[H_2SnO_2]}$	10^{-15}

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
H_2SnO_3	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HSnO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SnO}_3]}$	10^{-10}
H_2PbO_3	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HPbO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{PbO}_3]}$	10^{-11}
H_3BO_3	$K_1 = \frac{[H^+][\text{H}_2\text{BO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{BO}_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][\text{HBO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{BO}_3^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][\text{BO}_3^{3-}]}{[\text{HBO}_3^{2-}]}$	$5,8 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$ $1,6 \cdot 10^{-14}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HB}_4\text{O}_7^-]}{[\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][\text{B}_4\text{O}_7^{2-}]}{[\text{HB}_4\text{O}_7^-]}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$ $2,0 \cdot 10^{-8}$
HAlO_2	$K = \frac{[H^+][\text{AlO}_2^-]}{[\text{HAlO}_2]}$	$6,0 \cdot 10^{-15}$
H_2MnO_4	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HMnO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{MnO}_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][\text{MnO}_4^{2-}]}{[\text{HMnO}_4^-]}$	$\sim 10^{-1}$ $7,1 \cdot 10^{-11}$
HMnO_4	$K = \frac{[H^+][\text{MnO}_4^-]}{[\text{HMnO}_4]}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$
H_2CrO_4	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HCrO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{CrO}_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{HCrO}_4^-]}$	$6 \cdot 10^{-1}$ $3 \cdot 10^{-7}$
H_2MoO_4	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HMoO}_4^-]}{[\text{H}_2\text{MoO}_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][\text{MoO}_4^{2-}]}{[\text{HMoO}_4^-]}$	$2,9 \cdot 10^{-3}$ $1,4 \cdot 10^{-4}$
H_2PbO_2	$K_1 = \frac{[H^+][\text{HPbO}_2^-]}{[\text{H}_2\text{PbO}_2]}$	$2 \cdot 10^{-16}$
AgOH	$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{OH}^-]}{[\text{AgOH}]}$	$1,1 \cdot 10^{-4}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3 = \frac{[\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]}{[\text{AlOH}^{2+}]}$	$1,38 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$K_2 = \frac{[\text{Ba}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Ba}(\text{OH})^-]}$	$2,3 \cdot 10^{-1}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
Ca(OH)_2	$K_1 = \frac{[\text{Ca(OH)}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Ca(OH)}_2]}$ $K_2 = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Ca(OH)}^-]}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$ $4,0 \cdot 10^{-3}$
Cd(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{CdOH}^+]}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Co(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Co}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{CoOH}^+]}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
Cr(OH)_3	$K_3 = \frac{[\text{Cr}^{3+}][\text{OH}^-]}{[\text{CrOH}^{2+}]}$	$1,02 \cdot 10^{-10}$
Cu(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{CuOH}^+]}$	$3,4 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{FeOH}^+]}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$
Fe(OH)_3	$K_2 = \frac{[\text{FeOH}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Fe(OH)}_2^+]}$ $K_3 = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]}{[\text{FeOH}^{2+}]}$	$1,8 \cdot 10^{-11}$ $1,4 \cdot 10^{-12}$
Hg(OH)_2	$K_1 = \frac{[\text{Hg(OH)}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Hg(OH)}_2]}$ $K_2 = \frac{[\text{Hg}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{HgOH}^+]}$	$7 \cdot 10^{-12}$ $2 \cdot 10^{-23}$
LiOH	$K = \frac{[\text{Li}^+][\text{OH}^-]}{[\text{LiOH}]}$	$6,8 \cdot 10^{-1}$
Mn(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Mn}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{MnOH}^+]}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Mg(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{MgOH}^+]}$	$2,5 \cdot 10^{-3}$
NaOH	$K = \frac{[\text{Na}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NaOH}]}$	5,9
Ni(OH)_2	$K_2 = \frac{[\text{Ni}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{NiOH}^+]}$	$2,5 \cdot 10^{-5}$
NH_4OH	$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$K_1 = \frac{[\text{Pb}(\text{OH})^+][\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]}$ $K_2 = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]}$	$9,6 \cdot 10^{-4}$ $3 \cdot 10^{-8}$
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$K_2 = \frac{[\text{Sr}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{SrOH}^+]}$	$1,5 \cdot 10^{-1}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_1 = \frac{[\text{Zn}(\text{OH})^+][\text{OH}^-]}{[\text{Zn}(\text{OH})_2]}$ $K_2 = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$ $1,5 \cdot 10^{-9}$

ЗМІСТ

	Стор.
1. Завдання курсу неорганічної і біонеорганічної хімії	3
2. Загальні методичні вказівки	4
3. Методичні вказівки до лабораторних робіт	5
3.1 Лабораторна робота 1: Основні правила техніки безпеки та експериментальних досліджень при роботі в хімічній лабораторії.....	5
3.2 Лабораторна робота 2: Класифікація неорганічних речовин.....	20
3.3 Лабораторна робота 3. Електронні формули елементів, визначення їх валентності та ступенів окислення в сполуках. Оцінка хімічного зв'язку та будова молекул кислот, основ, солей, оксидів.....	48
3.4 Лабораторна робота 4. Розчини. Вивчення правил складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів.....	60
3.5 Лабораторна робота 5. Вивчення правил складання рівнянь гідролізу та визначення рН розчинів.....	78
3.6. Лабораторна робота 6. Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	92
3.7 <i>Лабораторна робота 7. Вивчення типів окисно-відновних реакцій.....</i>	10
3.8 Лабораторна робота 8. Вивчення правил складання формул координаційних сполук, рівнянь реакцій за їх участі та властивостей.....	114
Додаток 1. Таблиця розчинності солей та основ у воді.....	123
Додаток 2. Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом).....	125
Додаток 3. Найважливіші одиниці системи СІ та їх співвідношення з одиницями інших систем.....	126
Додаток 4. Формули деяких кислот, назви їх аніонів.....	127
Додаток 5. Можливі окисно-відновні числа деяких елементів.....	129
Додаток 6. Густина водних розчинів основ при 18 ⁰ С у г/см ³	131
Додаток 7. Густина водних розчинів кислот при 18 ⁰ С у г/см ³	131
Додаток 8. Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18 ⁰ С.....	132
Додаток 9. Константи дисоціації деяких кислот та основ при 25 ⁰ С.....	133