

**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

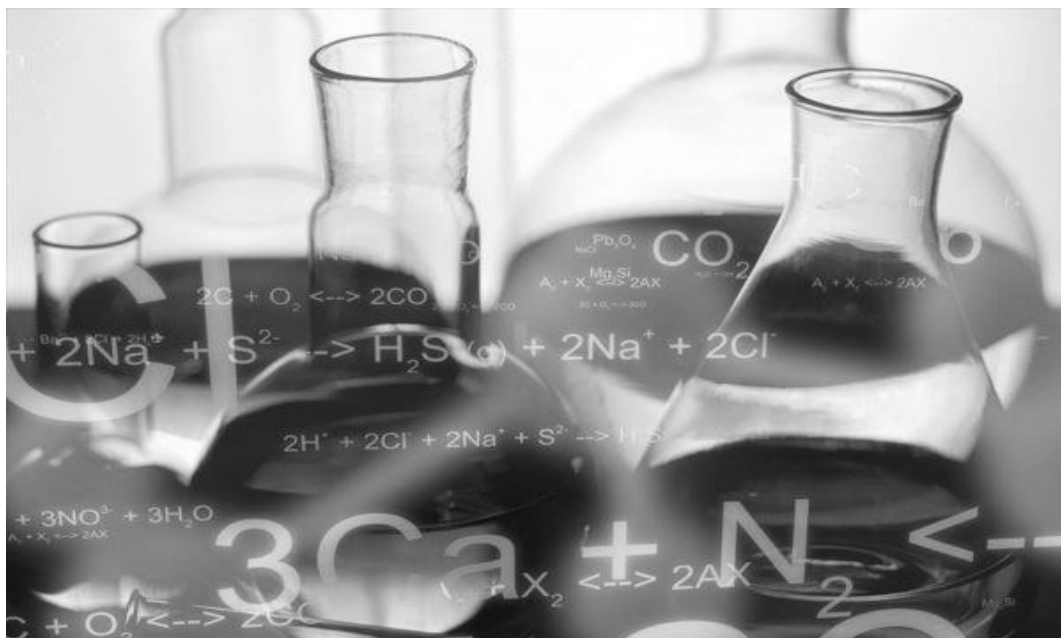
В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущанівська

ЗАГАЛЬНА І НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

**ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ ТА ЛАБОРАТОРНИЙ
ПРАКТИКУМ**

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

для студентів спеціальності -162 “Біотехнології та біоінженерія”



Київ – 2019

ЗАВДАННЯ КУРСУ ЗАГАЛЬНОЇ І НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

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

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

Основні завдання вивчення курсу загальної і неорганічної 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, хімії основних біогенних елементів та їх сполук;*
- *перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набутти 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 загальної 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 загальної і неорганічної 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, що починає навчання на I курсу такі:

- ✓ вміти безпомилково записувати хімічні формули оксидів, кислот, солей та гідроксидів;
- ✓ знати їх номенклатуру та хімічні властивості;
- ✓ складати рівняння типових хімічних реакцій;
- ✓ знати основні закони хімічної стехіометрії і вміти ними користуватися.

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 загальної 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 або електронного навчального курсу, 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 фор-

мули та назви хімічних сполук, освоїти правила складання рівнянь хімічних реакцій;

- ✓ виконати відповідну до теми, що вивчається, лабораторну роботу і скласти звіт у індивідуальному робочому зошиті;
- ✓ об'єднавши одержану теоретичну і лабораторну підготовку, скласти відповідно плану і графіку навчання колоквиум або контрольну роботу.

У робочому навчальному плані дисципліни передбачено в одному навчальному семестрі лекцій – 45 годин, лабораторних занять – 75 годин та самостійної роботи - 28 години, що в сумі становить 148 години (5 кредитів ECTS), які охоплюють 5 змістових модулів вивчення дисципліни. Після вивчення дисципліни заплановано іспит. Тривалість навчального семестру – 15 тижнів. Шостий модуль дисципліни – навчальна практика з загальної і неорганічної тривалістю 30 годин, яка оцінюється заліком.

Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль		Рейтинг з додаткової роботи $R_{др}$	Рейтинг з навчальної роботи $R_{нр}$	Рейтинг штрафний $R_{штр}$	Підсумкова атестація (екзамен чи залік)	Загальна кількість балів
номер модулю	рейтинг					
1	0-100					
2	0-100					
3	0-100					
4	0-100					
5	0-100					
Навчальна робота		0-10	0-70	0-5	0-30	0-100
6	0-100	0-10	0-70	0-5	0-30	0-100

Зверніть увагу, що результативність лабораторного практикуму (рейтинг з навчальної роботи $R_{нр}$) – це рейтинг поточного контролю за модулями 1, 2, 3, 4 і 5 ($R^{(1)}, R^{(2)}, R^{(3)}, R^{(4)}, R^{(5)}$).

Відповідно до «Положення про кредитно-модульну систему навчання в НУБіП України», затвердженого ректором університету 03.04.2009 р., рейтинг студента з навчальної роботи $R_{нр}$ стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою:

$$R_{нр} = \frac{0,7 \cdot (R^{(1)}_{зм} \cdot K^{(1)}_{зм} + \dots + R^{(n)}_{зм} \cdot K^{(n)}_{зм})}{K_{дис}} + R_{др} - R_{штр},$$

де $R^{(1)}_{зм}, \dots, R^{(n)}_{зм}$ – рейтингові оцінки змістових модулів за 100-бальною шкалою;
 n – кількість змістових модулів;

$K^{(1)}_{3M}, \dots, K^{(n)}_{3M}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

$K_{\text{дис}} = K^{(1)}_{3M} + \dots + K^{(n)}_{3M}$ – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для дисципліни у поточному семестрі;

$R_{\text{др}}$ – рейтинг з додаткової роботи;

$R_{\text{штр}}$ – рейтинг штрафний.

Наведену формулу можна спростити, якщо прийняти $K^{(1)}_{3M} = \dots = K^{(n)}_{3M}$. Тоді вона буде мати вигляд

$$R_{\text{НР}} = \frac{0,7 \cdot (R^{(1)}_{3M} + \dots + R^{(n)}_{3M})}{n} + R_{\text{др}} - R_{\text{штр}}.$$

Навчальне навантаження студента з дисципліни «Загальна і неорганічна хімія» для вивчення та засвоєння за модулями складає:

1-й модуль (R_1) – 1 кредит (K_1)

2-й модуль (R_2) – 1 кредит (K_2)

3-й модуль (R_3) – 1 кредит (K_3)

4-й модуль (R_4) – 1 кредит (K_4)

5-й модуль (R_5) – 1 кредит (K_5)

Рейтинг з додаткової роботи $R_{\text{др}}$ додається до $R_{\text{НР}}$ і може складати 10 балів. Він визначається лектором і надається студентам рішенням кафедри за виконання робіт, які не передбачені навчальним планом, але сприяють підвищенню рівня знань студентів з дисципліни.

За повного виконання плану лабораторних занять рейтинг з навчальної роботи може складати: $R_{\text{НР}} = R_1 + R_2 + R_3 + R_4 + R_5 + R_{\text{др}} = 500$ балів.

Рейтинг штрафний $R_{\text{штр}}$ не перевищує 5 балів і віднімається від $R_{\text{НР}}$. Він визначається лектором і вводиться рішенням кафедри для студентів, які матеріал змістового модуля засвоїли невчасно, не дотримувалися графіка роботи, пропускали заняття тощо.

Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% за змістовними модулями, тобто не менше 60 балів від загального показника $R_{\text{НР}}$, що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає 42 бали (70% $R_{\text{НР}}$ і 30% $R_{\text{ат}}$).

Реальний рейтинг з дисципліни $R_{\text{дис}}$. Визначається за формулою:

$$R_{\text{дис}} = R_{\text{НР}} + R_{\text{ат}}$$

Отже, продуктивна робота студента під час проходження лабораторного практикуму є запорукою не лише одержання допуску до іспиту, а й високої оцінки освоєння курсу «Загальна і неорганічна хімія».

3 МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

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

Методичний матеріал для підготовки.

Всі роботи лабораторного практикуму з загальної і неорганічної 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. Порухення 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 (етилловий 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;

- ✓ підігрівуючи 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 виїняти 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% 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% 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% розчином гідрокарбонату натрію (якщо попала кислота) чи 2% 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 близько 0,1 г твердої речовини чи 1 мл (20-30 крапель) розчину (макрометод). 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 за-

- глибленнями, а також нанесенням реагентів на фільтрувальний папір. При цьому досліди виконують шляхом змішування кількох краплин 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, луи) слід зберігати у витяжній шафі. Деякі реактиви (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

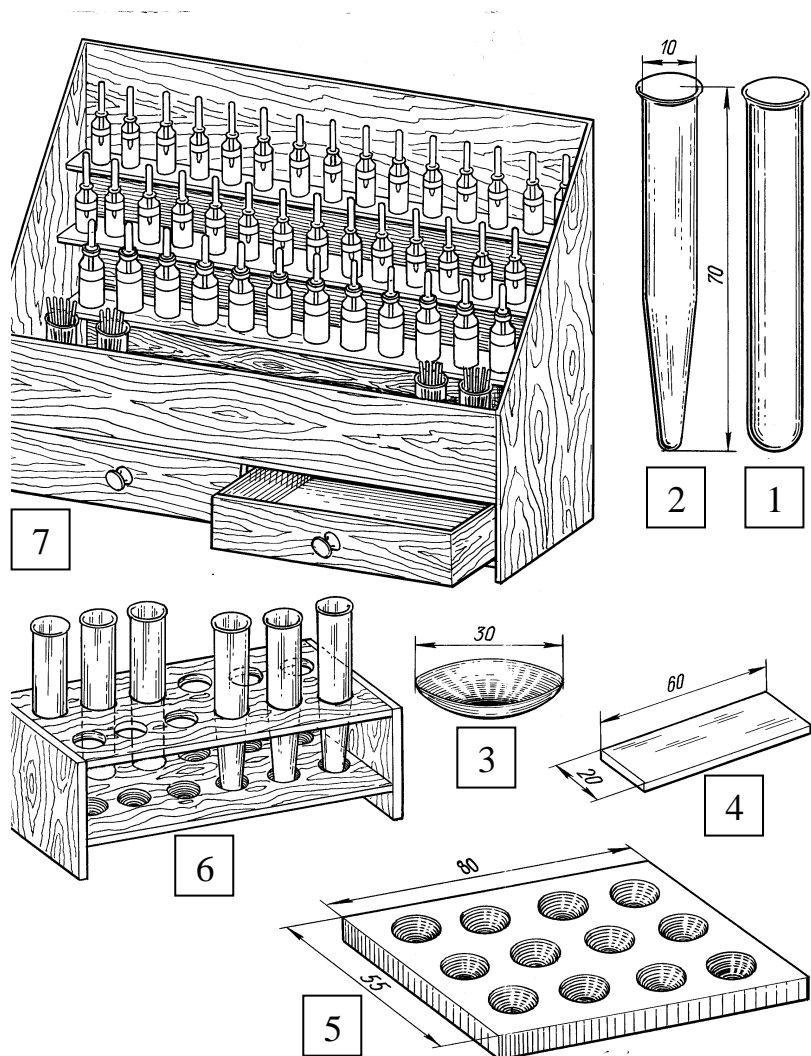
Для проведення різних хімічних дослідів застосовується особливий посуд з тонкостінного або товстостінного скла. Посуд з тонкостінного скла терmostійкий, що забезпечує проведення операцій з нагріванням.

За призначенням хімічний посуд поділяється на:

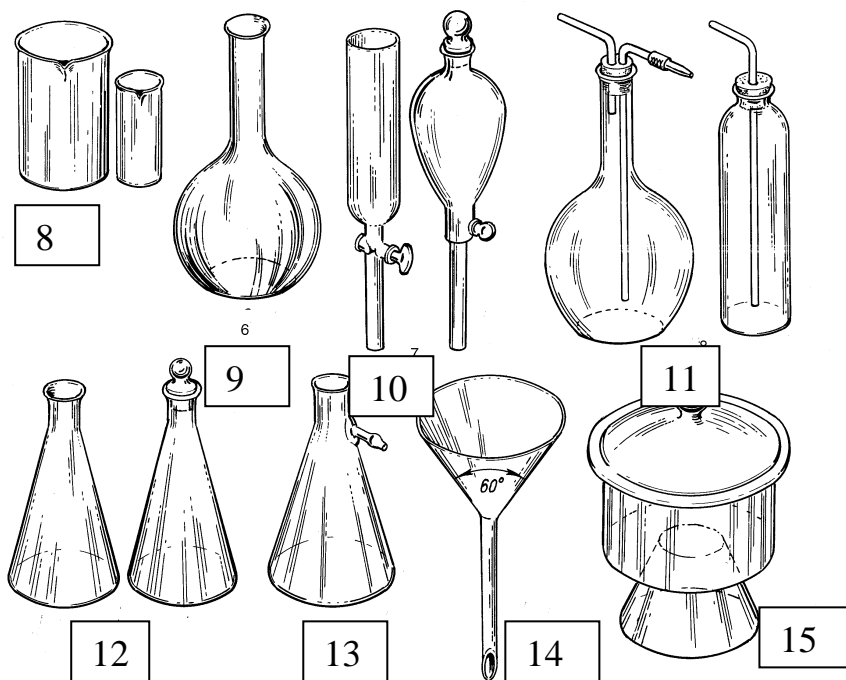
- 1) посуд загального призначення;
- 2) посуд спеціального призначення;
- 3) мірний посуд.

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

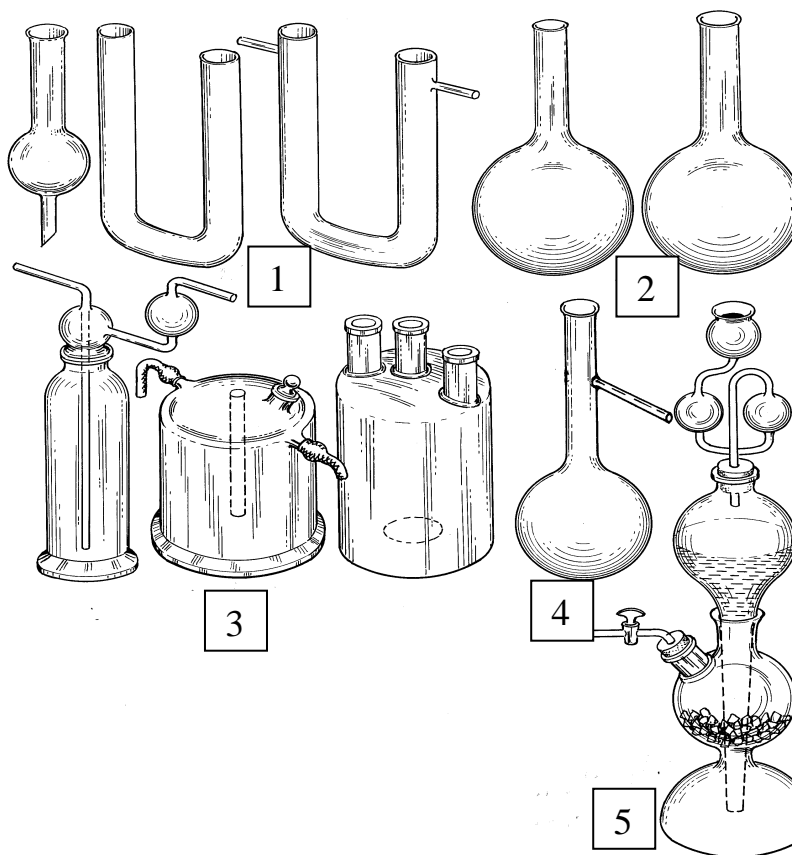
- 1- пробірка циліндрична;
- 2- пробірка конічна центрифужна;
- 3- годинникове скельце;
- 4- предметне скельце;
- 5- фарфорова чи пластмасова пластина із заглибленнями;
- 6- штатив з пробірками;
- 7- штатив з реактивами



- 8 - стакани;
- 9 - колба плоскодонна;
- 10 - ділильна лійка;
- 11 - промивалки;
- 12 - колба конічна Ерленмейера;
- 13 - колба Бунзена;
- 14 - лійка;
- 15 - ексикатор.



2. Посуд спеціального призначення (рис. 2) використовують для певної однієї цілі використання у аналізі або синтезі:



- 1) хлоркальцієві і U - подібні трубки – для роботи з газами;
- 2) круглодонні колби – для нагрівання органічних рідин;
- 3) промивні і осушувальні склянки (Дрекселя, Тищенко, Вульфа) – для роботи з газами;
- 4) колба Вюрца – для спалювання з виділенням газів і пари;
- 5) апарат Кіппа – для одержання газів.

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

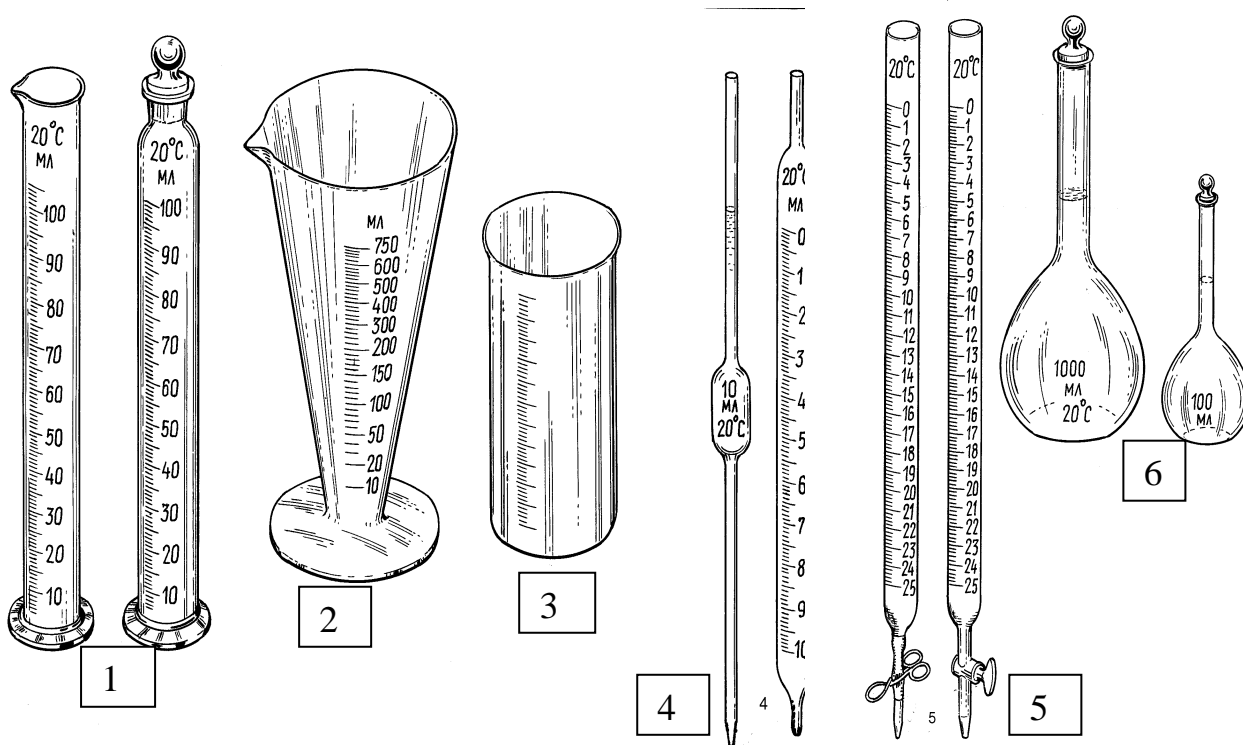


Рисунок 3. Мірний посуд: 1 - мірні циліндри; 2 - мензурка; 3 - мірний стакан з поділками; 4 - піпетки; 5 - бюретки; 6 - мірні колби.

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

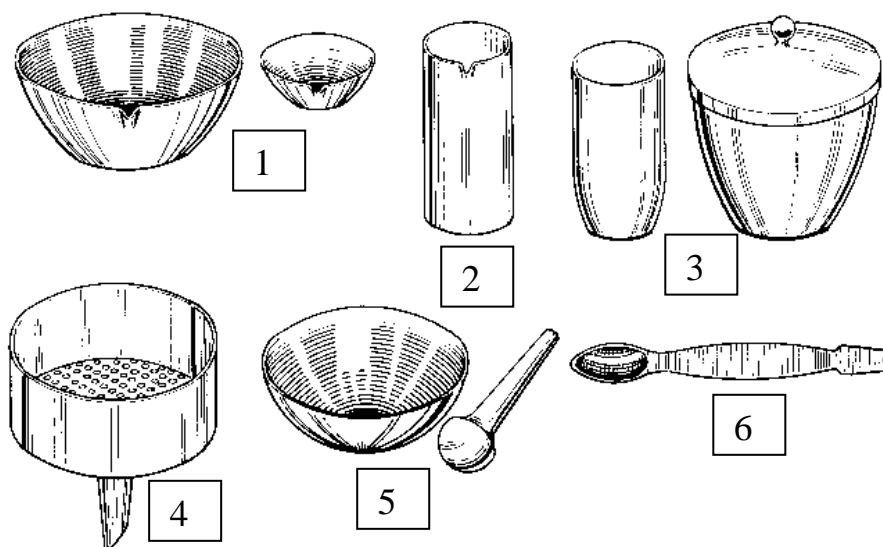


Рисунок 4. Хімічний посуд із фарфору : 1 - фарфорові чашки; 2 - стакани; 3 - тиглі; 4 - лійка Бюхнера; 5 - ступка з товкачиком; 6 - ложка-шпатель.

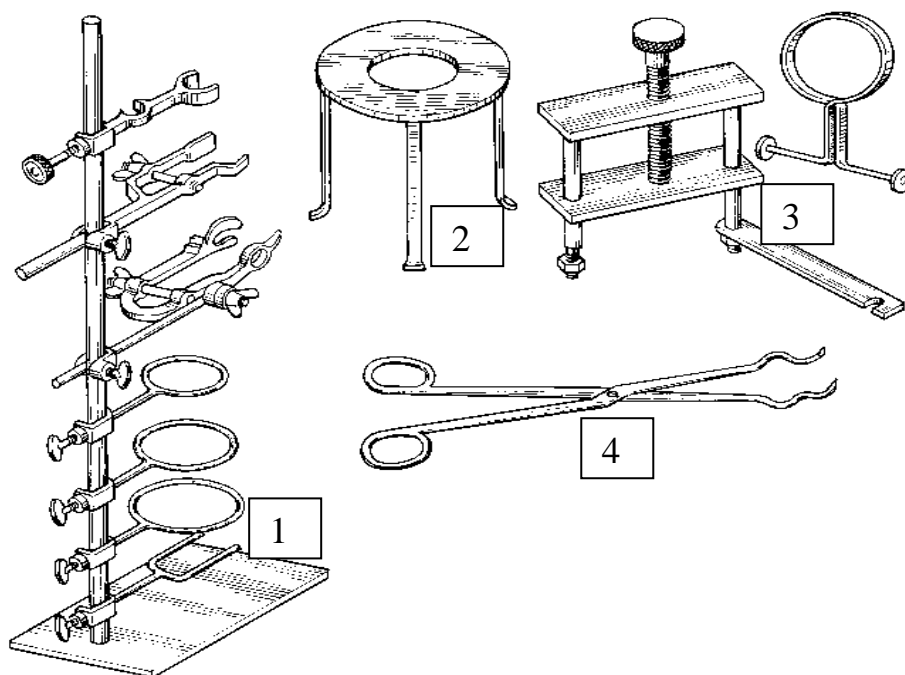


Рисунок 5. Металічні пристосування в хімічній практиці: 1 - штатив з набором муфт, кілець, тримачів; 2 - тринога; 3 - затискачі; 4 - тигельні щипці.

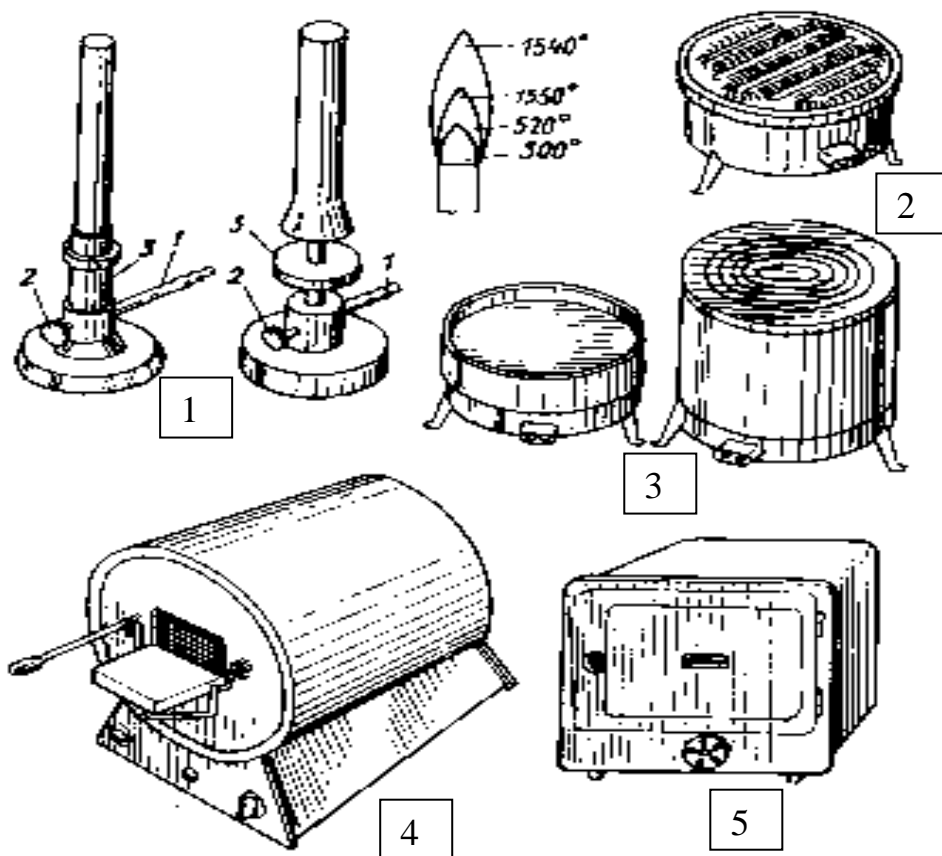


Рисунок 6. Нагрівальне обладнання : 1 - газові пальники; 2 - електричні плитки; 3 - бані (піщані, водяні, масляні); 4 - муфельна піч; 5 - сушильна шафа.

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 миють 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 ~ 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 ! Хромовою 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

ють: 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.

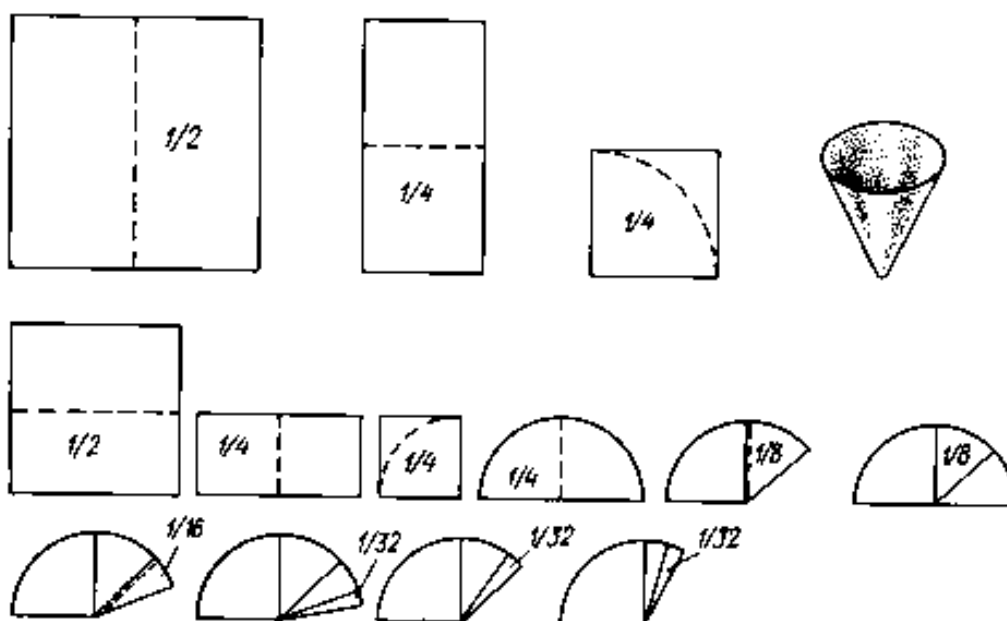


Рисунок 7. Послідовність складання паперового фільтру

Лійку з фільтром поміщають в кільце штатива, підставляючи чистий стакан так, щоб скошений кінець лійки торкався стінки стакана.

Цим попереджається розбризування фільтрату (рис. 8).

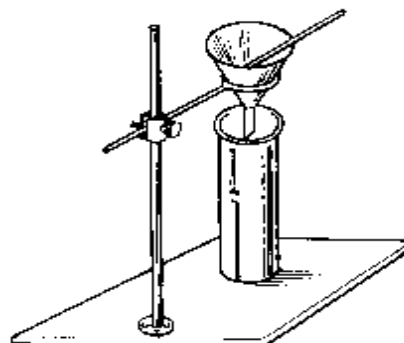


Рисунок 8. Пристосування для фільтрування

Центрифугування застосовується для розділення суміші твердої і рідкої фази і ґруноване 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 9. Центрифуга для пробірок

Завдання лабораторної роботи 1

1. Ознайомитись з правилами техніки безпеки роботи з хімічними речовинами і скласти перелік обмежуючих дій при виконанні наступних робіт в хімічній лабораторії:
 - а) розведення концентрованої кислоти;
 - б) робота з твердими лугами або їх концентрованими розчинами;
 - в) виконання реакцій, що супроводжуються виділенням газоподібних речовин;
 - г) нагрівання розчинів хімічних речовин або їх у твердому стані;
 - д) робота з легкозаймистими і токсичними реактивами.
2. Описати дії при ураженні в хімічній лабораторії шкіри або очей:
 - а) кислотами;
 - б) лугами;
 - в) аміаком;
 - г) газоподібними речовинами;
 - д) нагрівальними пристосуваннями;
 - е) електричним струмом.

3.2 Лабораторна робота 2. Класифікація неорганічних речовин

Методичні поради щодо виконання самостійної 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 елементу;
- 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, I, 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;

лантаноїди - 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): VO_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 - кальцію гідрид; LiCl - літію хлорид; KOH - калію гідроксид; J_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): VO_2^- - метаборат; SiO_3^{2-} - силікат; NO_3^- - нітрат; NO_2^- - нітрит; PO_3^- - метафосфат; PO_4^{3-} - ортофосфат; SO_4^{2-} -

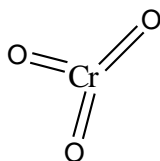
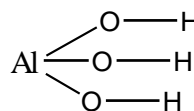
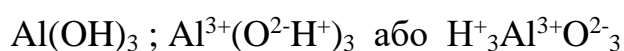
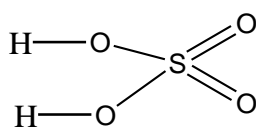
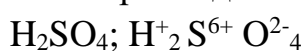
сульфат; SO_3^{2-} - сульфїт; ClO^- - гіпохлорит; ClO_2^- - хлорит; ClO_3^- - хлорат; ClO_4^- - перхлорат; CH_3COO^- - ацетат.

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:



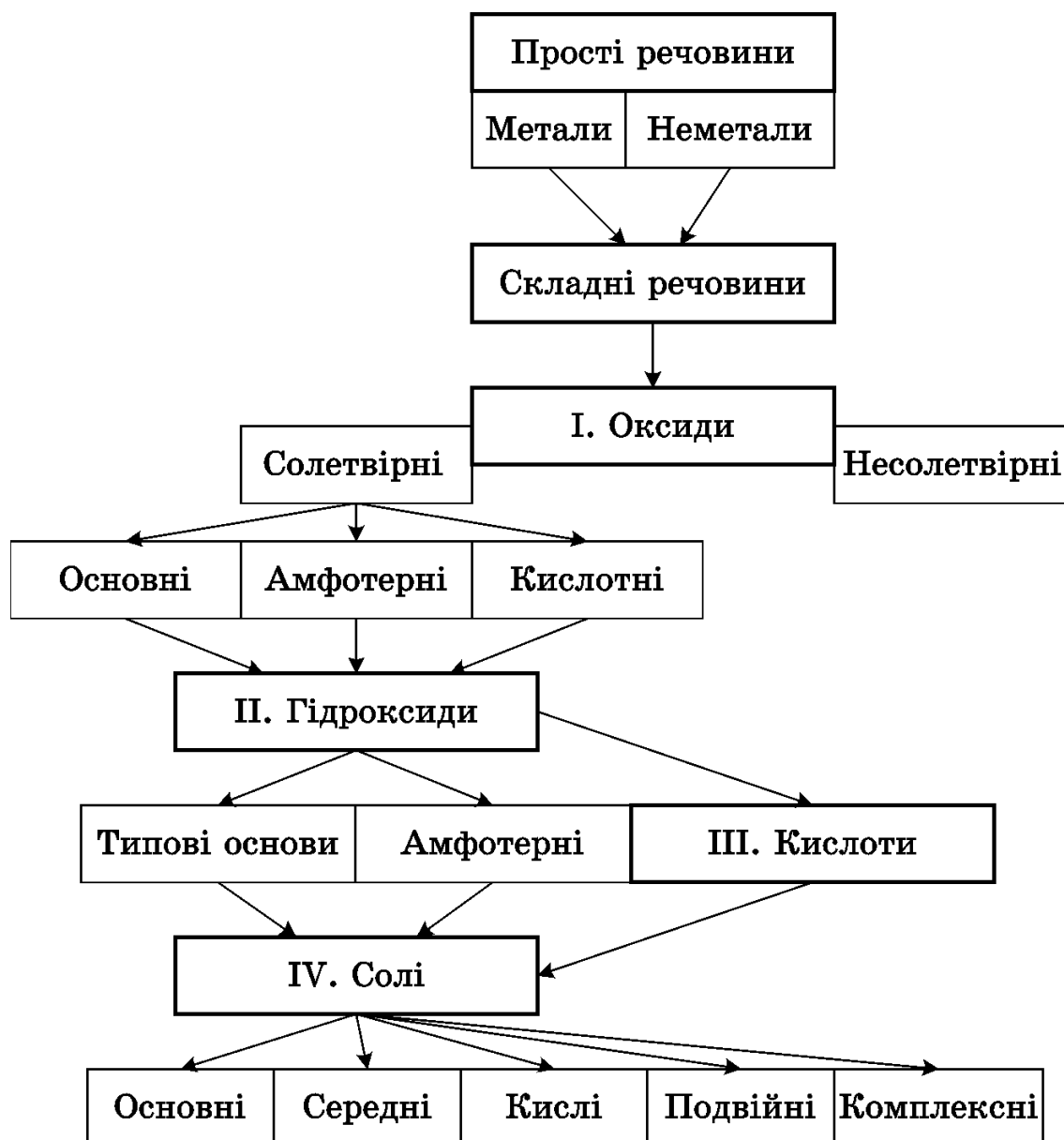
Зв'язок між класами неорганічних речовин

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 указується 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:
 $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$
 $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
2. Окислення киснем різних сполук:
 $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
3. Розкладання різних сполук при нагріванні:
 - а) оксидів - $4\text{CrO}_3 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
 - б) основ - $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 - в) кислот - $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - г) солей - $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

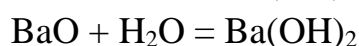
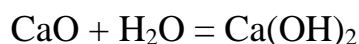
Основні оксиди. До основних оксидів відносяться оксиди, яким відповідають гідратні форми, що відносяться до класу основ. Наприклад,

- 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)

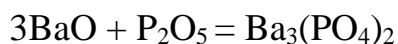
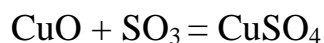
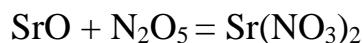
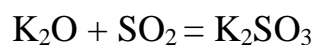
Основні оксиди утворюють тільки метали. Однак не всі оксиди металів є основними. Деякі з них належать до кислотних або амфотерних.

Хімічні властивості основних оксидів:

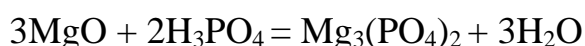
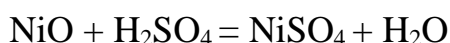
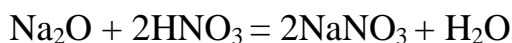
1. Оксиди лужних (Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O) та лужноземельних (CaO , SrO , BaO) металів взаємодіють з водою з утворенням розчинних основ - лугів:
 $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$



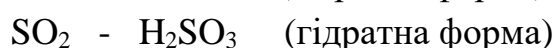
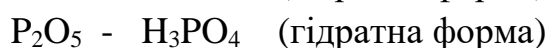
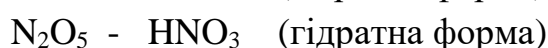
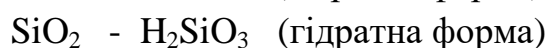
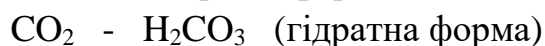
2. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей:



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.

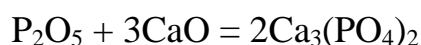
Хімічні властивості кислотних оксидів:

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:



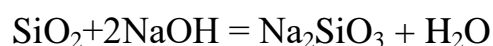
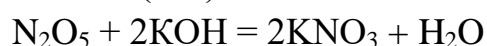
Звідси виникла назва кислотних оксидів – *ангідриди кислот*. Однак є кислотні оксиди, які з водою не взаємодіють: SiO_2 , MoO_3 , WO_3 тощо.

2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами з утворенням солей:



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

Наприклад: $\text{SO}_3 + \text{Ba(OH)}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Амфотерні оксиди. До амфотерних оксидів відносяться оксиди, що виявляють основні і кислотні властивості.

Наприклад, $ZnO - Zn(OH)_2 - H_2ZnO_2$ (гідратні форми)

$SnO - Sn(OH)_2 - H_2SnO_2$ (гідратні форми)

$PbO - Pb(OH)_2 - H_2PbO_2$ (гідратні форми)

$Al_2O_3 - Al(OH)_3 - H_3AlO_3 - HAlO_2$ (гідратні форми)

$Cr_2O_3 - Cr(OH)_3 - H_3CrO_3 - HCrO_2$ (гідратні форми)

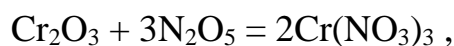
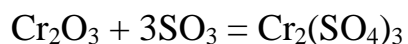
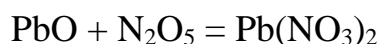
$MnO_2 - Mn(OH)_4 - H_4MnO_4 - H_2MnO_3$ (гідратні форми)

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

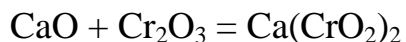
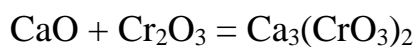
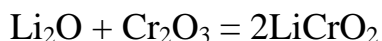
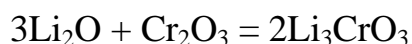
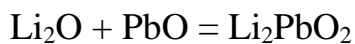
Термін «амфотерний» – грецького походження, означає двосторонній, взаємний. Тому амфотерні оксиди займають проміжне положення між основними і кислотними оксидами і проявляють відповідні їм хімічні властивості.

Хімічні властивості амфотерних оксидів:

1. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами. В реакціях з кислотними оксидами амфотерні оксиди виявляють властивості основних: $PbO + SO_3 = PbSO_4$



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:

$Pb_2O_3 - PbPbO_3$ - метаплумбат 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, Cr_2O_3 – амфотерний, CrO_3 – 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 H_2O_2 , до складу якого входить пероксидна група $-\text{O}-\text{O}-$. 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 BaO_2 елемент барій двовалентний, ступінь його окислення $2+$; кисень – двовалентний (один зв'язок з барієм, другий між собою), але ступінь окислення кисню $1-$.

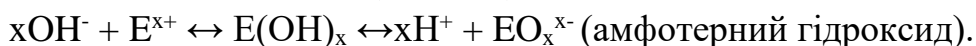
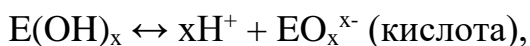
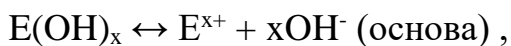
Назви пероксидів утворюються від назви елемента, який входить до цієї сполуки, додаючи слово «пероксид», причому назву елемента в родовому відмінку ставлять на друге місце. Наприклад, H_2O_2 – пероксид водню, BaO_2 – пероксид барію т. д.

Гідрати оксидів. Основи

Переважає більшість оксидів прямо або опосередковано утворюють сполуки з водою – гідрати оксидів або гідроксиди. Склад гідроксиду можна виразити загальною формулою $\text{E}(\text{OH})_x$, 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 $\text{E}-\text{O}$ і $\text{O}-\text{H}$ обумовлена їх полярністю. Якщо зв'язок $\text{E}-\text{O}$ більш полярний, ніж $\text{O}-\text{H}$, 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.

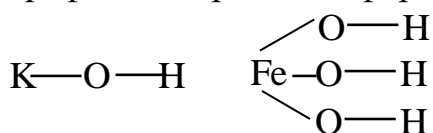
Основами називаються гідратні форми основних оксидів. Характерною особливістю основ є наявність гідроксильних груп. До складу основ входять катіони металів (або групи атомів) Na^+ , Ca^{2+} , NH_4^+ та гідроксильні групи (OH^-), кількість яких дорівнює ступеню окислення катіона. Наприклад, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, 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 , двокилотні $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, трикислотні $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$ тощо. Оскільки із збільшенням ступеня окислення перехідного металу основні властивості оксидів послаблюються, існує невелика кількість чотирикислотних основ (наприклад, $\text{Ti}(\text{OH})_4$) 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, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – 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, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гідроксид заліза(II), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гідроксид заліза(III).

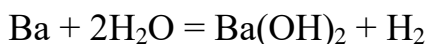
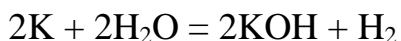
Основи поділяють на дві групи: розчинні у воді і малорозчинні. Розчинні у воді основи називають *лугами*, їх утворюють лужні (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельні (Ca, Sr, Ba) метали. Основи, що утворені іншими металами, у воді розчиняються дуже погано.

Графічне зображення формул основ можна уявити так:

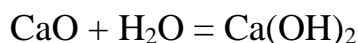
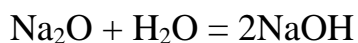


Одержання основ :

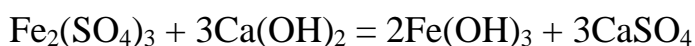
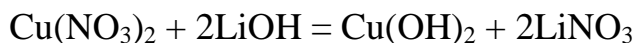
1. Взаємодія активних металів (лужних, лужноземельних) з водою:



2. Взаємодія оксидів цих металів з водою:

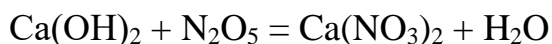
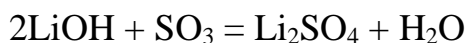


3. Малорозчинні у воді основи одержують шляхом взаємодії розчинів солей металів з розчинами лугів:

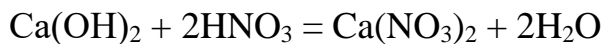
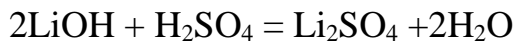


Хімічні властивості основ :

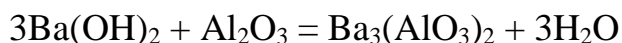
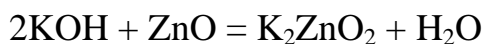
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води:



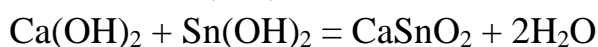
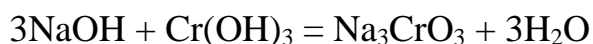
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води:



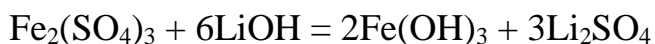
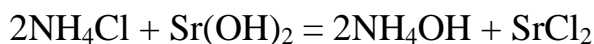
3. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



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 , HNO_3 , HClO_4 і т.д.), двоосновні (H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 і т. д.), триосновні (H_3BO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 і т. д.), чотириосновні (H_4SiO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 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 ($-\text{COOH}$), 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 (CH_3-COOH).

За хімічним складом кислоти поділяють на *безкисневі і кисневмісні*. До безкисневих кислот відносяться: HF , HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se і т. д.

Але більшість кислот відносяться до кисневмісних: H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 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

H₂S – сульфідна

H₂SO₃ – сульфїтна

H₂SO₄ – сульфатна

HClO₂ - хлоритна

HClO₃ - хлоратна

HClO₄ - перхлоратна

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 різною. У таких випадках до назви кислоти з меншою основністю додається префікс *мета-*, а з вищою основністю префікс *орто-*:

P₂O₅ + H₂O = 2HPO₃ метафосфорна кислота

P₂O₅ + 3H₂O = 2H₃PO₄ ортофосфорна кислота

B₂O₃ + H₂O = 2HBO₂ метаборатна кислота

B₂O₃ + 3H₂O = 2H₃BO₃ ортоборатна кислота .

Якщо молекула кислоти містить кілька атомів кислотоутворюючого елемента, до її назви додаються відповідні префікси *ди-*, *три-*, *тетра-* тощо. Такі сполуки мають назву полікислот:

H₂CrO₄ хроматна кислота

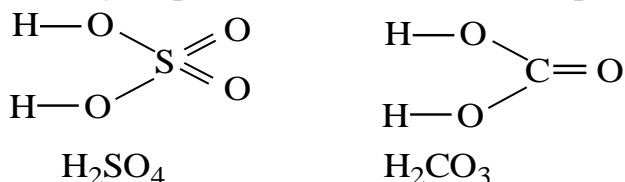
H₂Cr₂O₇ дихроматна кислота

H₂Cr₃O₁₀ трихроматна кислота.

Поряд з міжнародною номенклатурою кислот у технічній, навчально-методичній літературі зустрічаються традиційні назви, такі як азотна, сірчана, вугільна, фосфорна, «соляна», «плавикова» тощо. Міжнародна комісія з хімічної номенклатури (ІЮПАК) не заперечує використання таких традиційних назв, але вони не витримують вимог сучасної номенклатури хімічних сполук

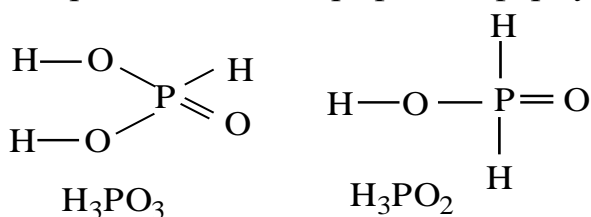
щодо кількісного відображення складу молекул і з часом ці назви будуть зникати зі сторінок хімічної літератури.

Складання графічних формул кислот дає можливість більш глибоко і наглядно оцінити їх хімічні властивості. При графічному зображенні формул кислот атом водню в кислоті, що здатний заміщуватися на метал, приєднується до кислотоутворюючого атома тільки через кисень:



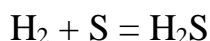
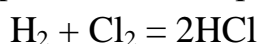
Всі інші атоми, в тому числі і атоми водню, які не здатні заміщуватися на метал, приєднуються безпосередньо до атома, що утворює кислоту.

Так, фосфітна кислота H_3PO_3 є двоосновною кислотою, незважаючи на те, що в її складі три атоми водню. Гіпофосфітна кислота H_3PO_2 також має в своєму складі три атоми водню, але є одноосновною кислотою. Ці факти досить наочно проявляються із графічних формул цих кислот:

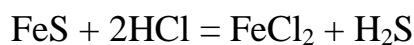
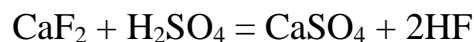


Одержання кислот :

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



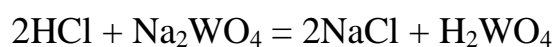
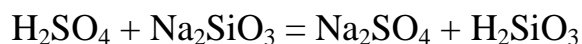
2. Безкисневі кислоти одержують при дії сильних кислот на відповідні солі безкисневих кислот:



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

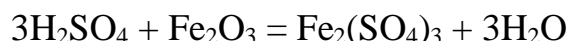
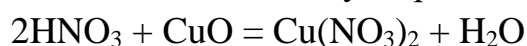


4. Якщо ангідриди кислот з водою не взаємодіють, то такі кислоти одержують при дії сильної кислоти на відповідну сіль даної кислоти:

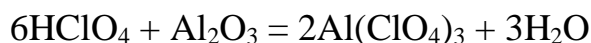
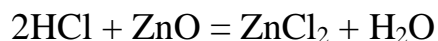


Властивості кислот

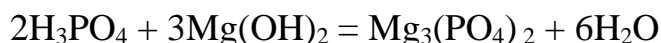
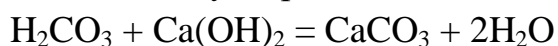
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води:



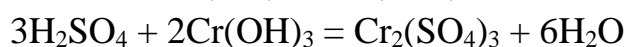
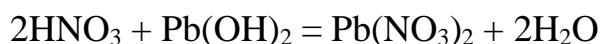
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



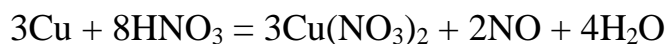
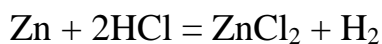
3. Взаємодія з основами з утворенням солей і води:



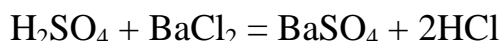
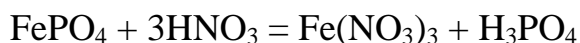
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



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



6. Взаємодія з деякими солями (реакції обміну):

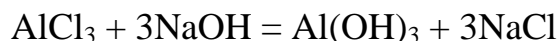
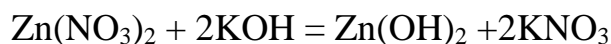


Амфотерні гідроксиди

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

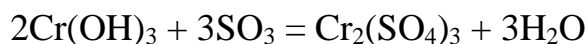
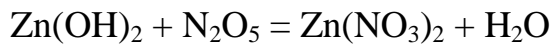
Одержання амфотерних гідроксидів

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

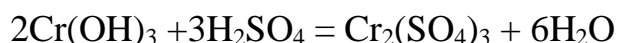
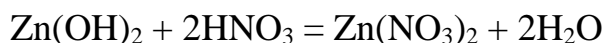


Хімічні властивості амфотерних гідроксидів :

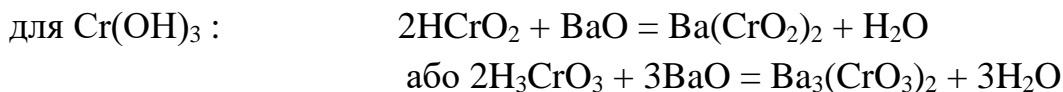
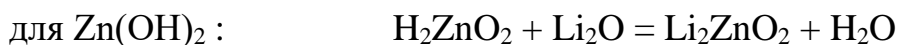
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води (проявляють властивості основ):



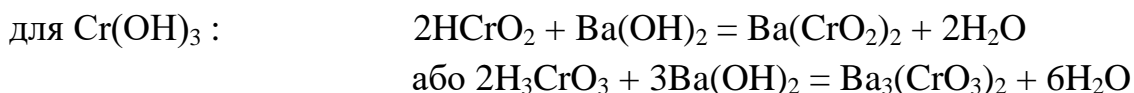
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води (проявляються властивості основ):



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 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ має назву гідроксид цинку, а в реакціях з основними оксидами і основами - цинкатна кислота.

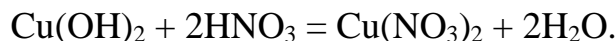
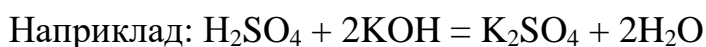
Солі

Солі 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, $\text{K}^+(\text{NO}_3)^-$, $\text{K}_2^+(\text{SO}_4)^{2-}$, $\text{K}_3^+(\text{PO}_4)^{3-}$, $\text{K}_4^+(\text{P}_2\text{O}_7)^{4-}$ (змінюється заряд кислотного залишку, а ступінь окислення металу не змінюється) або $\text{Li}^+(\text{NO}_3)^-$, $\text{Mg}^{2+}(\text{NO}_3)_2^-$, $\text{Fe}^{3+}(\text{NO}_3)_3^-$, $\text{Ti}^{4+}(\text{NO}_3)_4$ (змінюється заряд іона металу, а заряд кислотного залишку залишається незмінним).

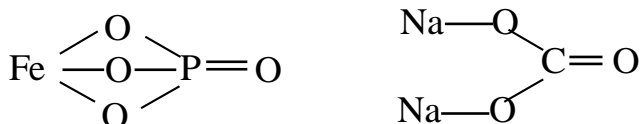
Назви середніх солей. Назви солей виводять із назви кислоти і металу, з яких вони утворені. Береться назва кислотного залишку у називному відмінку і назва металу, який входить до складу солі, у родовому відмінку.

Наприклад: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ - кальцію нітрат
 AlCl_3 - алюмінію хлорид
 $\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$ - кальцію метафосфат
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - кальцію ортофосфат
 KClO - калію гіпохлорит
 KClO_4 - калію перхлорат
 Na_2PbO_2 - плюмбіт натрію.

Якщо метал може виявляти різний ступінь окислення і утворювати кілька солей, у їхніх назвах ступінь окислення вказується римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад, FeSO_4 - сульфат заліза(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - сульфат заліза(III); PbCl_2 - хлорид свинцю (II), PbCl_4 - 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.

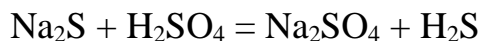
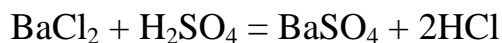
При складанні графічних формул середніх солей слід виходити із графічних формул кислот, замінюючи в них атоми водню на атоми металу із дотриманням правила електронейтральності молекул. У кисневмісних кислотах метал з'єднується з кислотоутворюючим атомом через кисень:



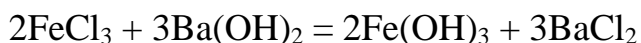
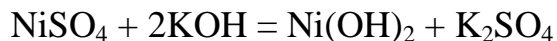
Для безкисневих кислот атоми металу безпосередньо з'єднуються з атомами неметалу. Наприклад, $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{Cl}$

Хімічні властивості середніх солей :

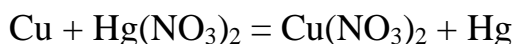
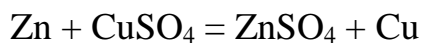
1. Взаємодія з деякими кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти:



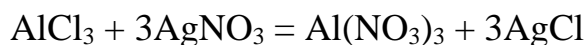
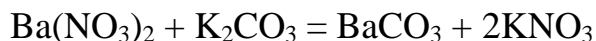
2. Взаємодія з лугами з утворенням нової солі і нової основи:



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



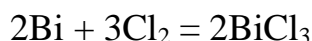
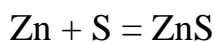
4. Деякі солі можуть взаємодіяти між собою, утворюючи дві нові солі:



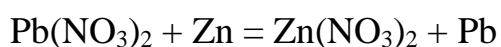
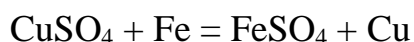
Одержання середніх солей

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

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



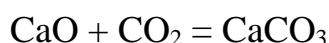
2. Взаємодія солей з металами (згідно ряду активності):



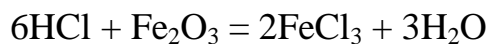
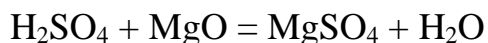
3. Взаємодія солей з неметалами:



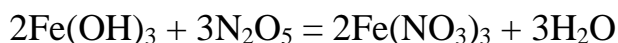
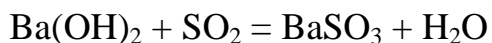
4. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



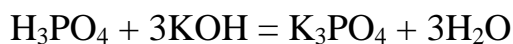
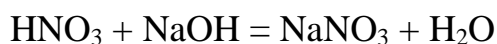
5. Взаємодія кислот з основними оксидами:



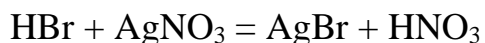
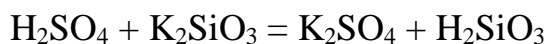
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



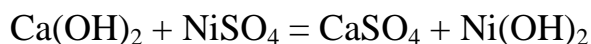
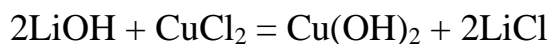
7. Взаємодія кислот з основами:



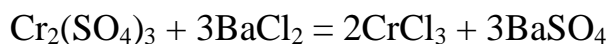
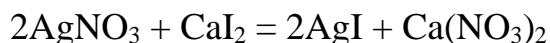
8. Взаємодія кислот з солями:



9. Взаємодія лугів з солями:



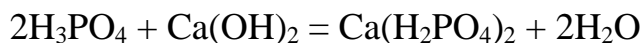
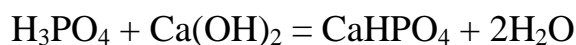
10. Взаємодія двох різних солей



Кислі солі

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

Наприклад: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



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



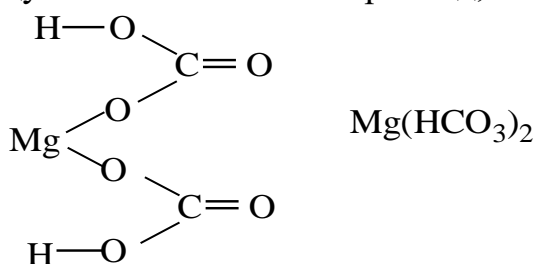
Назви кислих солей утворюють від назв відповідних катіонів, кислот і префікса *гідро-*, який підкреслює наявність атомів водню в їх складі. Якщо молекула солі містить декілька атомів водню, то до префікса *гідро-* додають відповідні грецькі числівники *ди-*, *три-*, *тетра-*, які вказують на кількість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

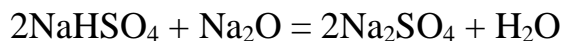
Графічне зображення кислих солей здійснюється аналогічно графічному зображенню середніх солей, але з тією різницею, що не всі атоми водню заміщуються на метал. Наприклад,



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:

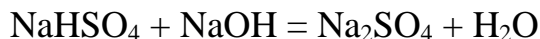
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням середніх солей і води:



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



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



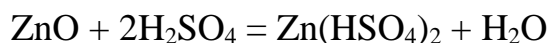
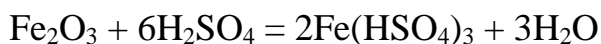
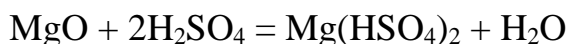
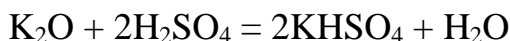
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



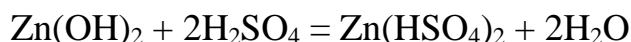
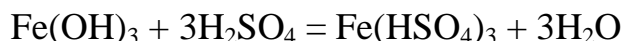
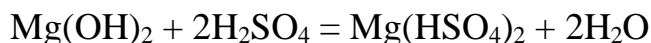
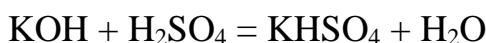
5. Взаємодія з активними металами з утворенням середніх солей і виділенням водню: $2\text{NaHSO}_4 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$.

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:



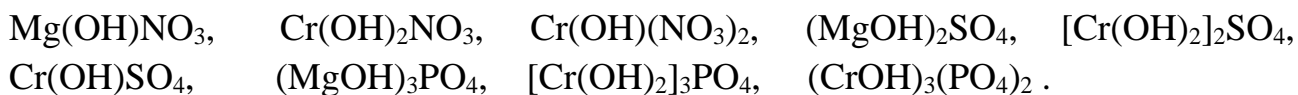
Основні солі

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

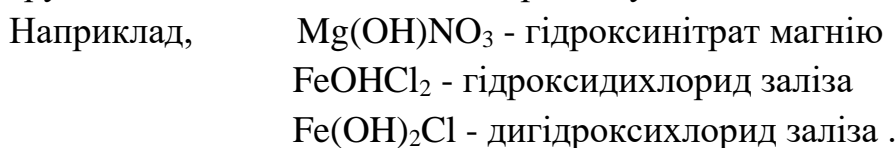


Формули основних солей складаються із залишків багатоокислотних основ або амфотерних гідроксидів, які частково втратили гідроксильні групи, і кислотних залишків. Як і у всіх інших попередніх випадках повинен бути витриманий принцип електронейтральності молекул.

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, $Mg(OH)_2$ дає залишок $MgOH^+$; $Cr(OH)_3$ - $Cr(OH)_2^{1+}$, $CrOH^{2+}$. З аніонами кислот різної основності (як приклад візьмемо NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}) ці залишки можуть утворити:

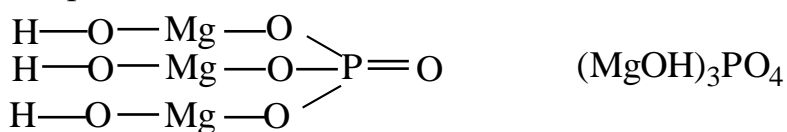


Назви основних солей починаються із префікса *гідрокси-*, далі через дефіс вказується кислотний залишок, який входить до складу солі, і закінчуються назвою металу у родовому відмінку. Для визначення кількості гідроксильних груп і кислотних залишків використовують числівники *ди-*, *три-*, *тетра-* і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



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

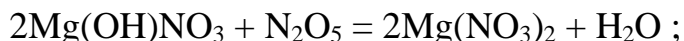
Наприклад,



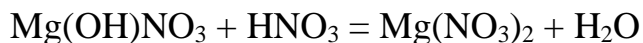
Хімічні властивості основних солей

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:

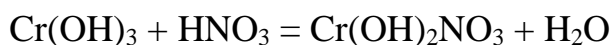


3. Деякі основні солі з часом або при нагріванні можуть втратити воду, перетворюючись у так звані оксосолі:

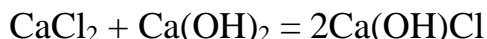


Одержання основних солей

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



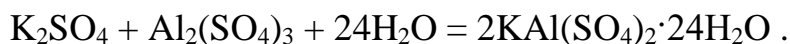
2. Основні солі утворюються в деяких випадках, коли взаємодіють середні солі з основами, що містять однаковий катіон:



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 , $\text{KAl(SO}_4)_2$, $\text{NH}_4\text{Cr(SO}_4)_2$.

Подвійні солі можна добути при взаємодії будь-якої багатоосновної кислоти з різними основами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} + \text{NaOH} = \text{NaKSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Або під час одночасної кристалізації різних солей:



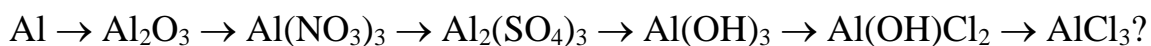
Змішані солі - це продукти заміщення гідроксильних груп багатокислотних основ різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно - кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{HCl} + \text{HClO} = \text{CaCl(ClO)} + \text{H}_2\text{O}$.

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 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$, 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 ; Fe(OH)_3 ; H_2CO_3 ; Cu(OH)_2 ; HPO_3 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; H_3AlO_3 ; H_2SiO_3 ; Al(OH)_3 ; CaBeO_2 ; HMnO_4 ; H_2CrO_4 ?
4. Написати рівняння реакцій, які відповідають наступним перетворенням:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$;



- Скласти молекулярні та структурно-графічні формули гідроксидів барію та заліза (III), дифосфорної та сірчаної кислот, сульфату натрію, нітрату заліза (II), хлориду алюмінію.
- Написати чотири рівняння реакцій взаємодії гідроксиду міді (II) з ортофосфорною кислотою з врахуванням можливості утворення середньої, двох кислих та основної солі.
- Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність ZnO , Cr_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$.
- За допомогою яких реакцій можна одержати ортофосфат кальцію п'ятьма способами?
- Які з наведених оксидів будуть попарно реагувати між собою: Na_2O , CaO , SO_2 , Fe_2O_3 , ZnO , SiO_2 ? Написати відповідні рівняння реакцій.
- Як перетворити основні та кислі солі в середні? Скласти рівняння реакцій перетворення дигідроксихлориду заліза (III) та дигідрофосфату кальцію в середні солі.
- 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.

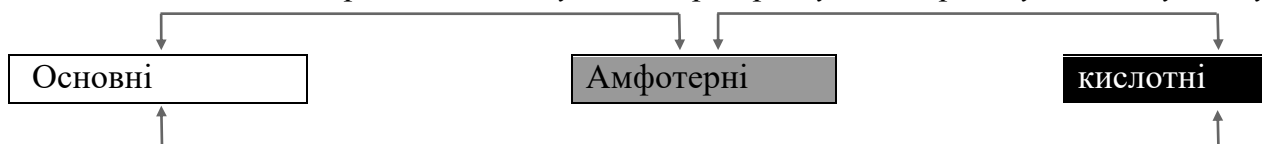
Приклад рішення завдання:

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

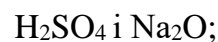
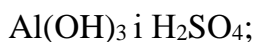
Визначити, до якого класу неорганічних речовин відносяться вказані сполуки:

$\text{Al}(\text{OH})_3$ - 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:



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 :

- 1) $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Сульфат алюмінію
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
Гідросульфат алюмінію
- 3) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{AlOHSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Гідроксисульфат алюмінію
- 4) $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Дигідроксисульфат алюмінію
- 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Сульфат натрію
- 6) $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} = 2 \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Гідросульфат натрію
- 7) $3 \text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 = 2 \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
Ортоалюмінат натрію
- 8) $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}_2\text{HAIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Гідроортоалюмінат натрію
- 9) $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 = 2 \text{NaN}_2\text{AlO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Дигідроортоалюмінат натрію

Лабораторні дослід

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 кожну 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	$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$CoSO_4 + Na_2HPO_4 \rightarrow$
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 $Ba(OH)_2$ 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 $Ca(OH)_2$ 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. Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови 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.

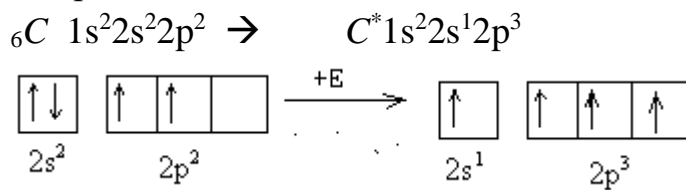
ВАЛЕНТНІ МОЖЛИВОСТІ АТОМІВ, ЇХ СТЕПЕНІ ОКИСЛЕННЯ

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

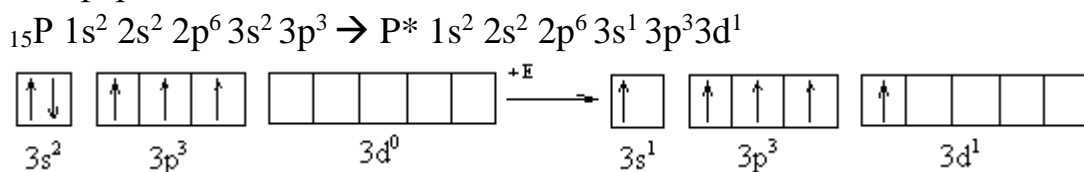
Азот:



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

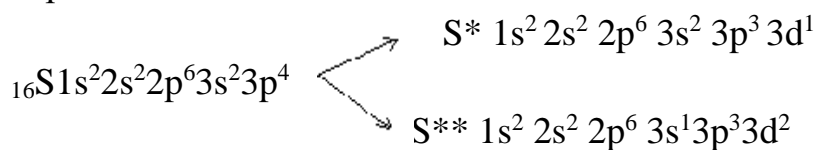
Азот проявляє валентність 3, тому що може утворювати три ковалентні зв'язки, але максимально можлива валентність – 4, бо може утворювати три ковалентні зв'язки і один донорно – акцепторний за рахунок неподіленої $2s^2$ – пари електронів.

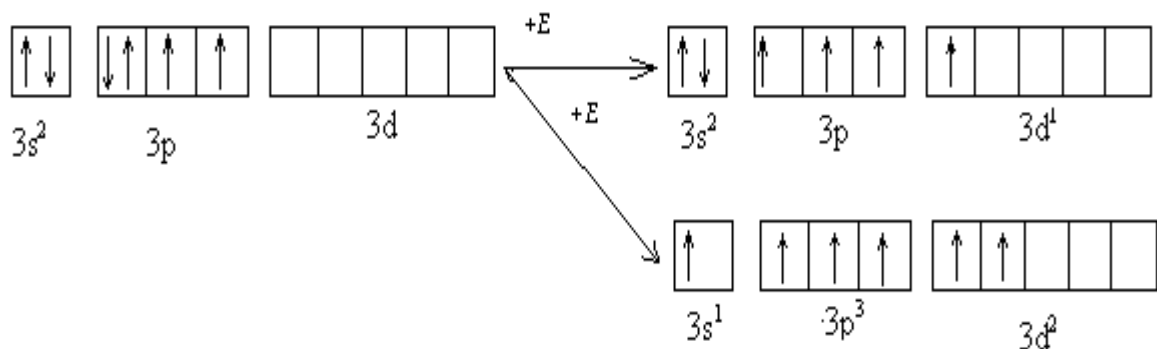
Фосфор:



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 F₂O 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 H₂ і O₂ 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 NH₃ 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 диполю 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 (H_2, O_2), 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_{ef}) 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_{ef} 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 H_2, Cl_2, F_2, O_2, N_2 , та інших, атоми яких мають однакові значення електронегативності.

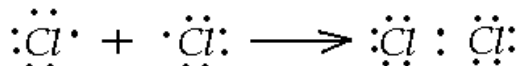
Зв'язок відбувається за рахунок спільних електронних пар, які знаходяться на однаковій відстані від кожного атома в молекулі і характеризується симетричним розподіленням електричних зарядів між атомами.

Наприклад, розглянемо утворення молекули хлору.

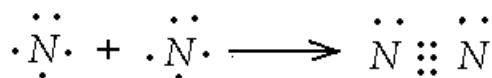
У атома хлору на зовнішньому енергетичному рівні знаходяться 7 електронів, які схематично можна зобразити крапками:



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 електрони:



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 :

$$EN(Cl) = 3,0$$

$$EN(H) = 2,1$$

Різниця EN складає $3,0 - 2,1 = 0,9$ і це $< 1,7$.

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

$$H \cdot + \cdot \ddot{Cl} : \longrightarrow H : \ddot{Cl} :$$

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 .

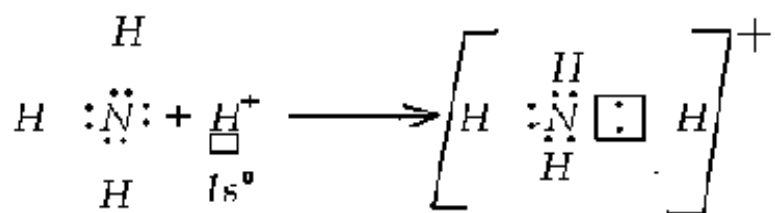
Донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку (координаційний).

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



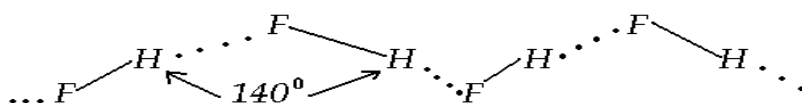
Такий зв'язок характерний при утворенні координаційних (комплексних) сполук, де в ролі донорів виступають атоми лігандів, а в ролі акцепторів-комплексоутворювачі.

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 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2ZnO_2 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
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 до виконання лабораторної роботи 3

Вправа 1. Обґрунтувати вибір вірної відповідь до питання:

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
Питання 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

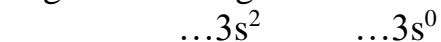
№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
питання 2	<i>Якими чотирма квантовими числами характеризується стан електрона в атомі ?</i>
1)	n, β, h, m_s
2)	α, l, e, m_l
3)	n, l, m_l, m_s
4)	n, l, e, α
питання 3	<i>Скільки протонів міститься в ядрі атома калію ?</i>
1)	20
2)	19
3)	39
4)	29
питання 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 5	<i>Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сірки S^{2-}</i>
1)	6
2)	8
3)	2
4)	4
питання 6	<i>Яку найнижчу ступінь окислення може виявляти азот в сполуках ?</i>
1)	1-
2)	3-
3)	0
4)	2-
питання 7	<i>Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані ?</i>
1)	3
2)	5
3)	1
4)	2
питання 8	<i>Хімічний зв'язок виникає між атомами, якщо:</i>
1)	відбувається розпаровування валентних електронів

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
2)	збільшується енергія системи
3)	зменшується енергія системи
4)	Утворюється декілька спільних електронних пар
питання 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 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 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 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 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 (вибрати та обґрунтувати)
питання 14	В молекулі NH ₃ значення електронегативності для азоту 3,0 і для водню 2,1. Розрахувати ступінь іонності зв'язку N—H в процентах.
1)	13,8
2)	26,5
3)	40,2
4)	53,0
питання 15	Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям йонів:
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

Дослід 1. Зміна електронної будови атомів металів при окисненні.

При окисненні атомів металів число електронів у їхній електронній оболонці зменшується і утворюються іони з позитивним зарядом. Наприклад:



У три пробірки (по 15-20 крапель) налейте розчину нітрату свинцю Pb(NO₃)₂. У першу пробірку опустіть шматочок заліза, у другу – цинк, у третю – магній. Через декілька хвилин огляньте поверхню металів, які опущено у розчин солі свинцю.

- 1) Складіть рівняння реакцій, які відбулися між залізом, магнієм і цинком з нітратом свинцю.
- 2) Результати внести у таблицю:

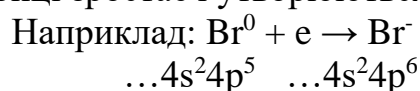
До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атома або іона металу	Електронна формула атома або іона	Хімічний знак атома або іона металу	Електронна формула атома або іона
Fe Mg Zn Pb ²⁺	...3d ⁶ 4s ²		

- 3) Наведіть схему розподілу у квантових комірках електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів: а) магнію; б) заліза; в) цинку; г) свинцю. Якими значеннями квантових чисел (n, l, m) характеризується атомна орбіталь

формуючого електрона в атомах: а) магнію; б) заліза; в) цинку; г) свинцю. Знайдіть в періодичній системі електронні аналоги свинцю і запишіть електронну формулу їх зовнішнього енергетичного рівня.

Дослід 2. Зміна електронної будови атомів неметалів при відновленні.

При відновленні атомів неметалів число електронів в електронній оболонці зростає і утворюються іони з від'ємним зарядом.



Дослід проведіть під витяжкою!

Виконувати лише за завданням викладача:

А. Налити у дві пробірки по 5-10 крапель розчинів бромиду калію та йодиду калію. У кожену пробірку додати 3 краплі бензолу. Збовтати. Звернути увагу на колір бензольного шару. Додати у кожену пробірку по 5-10 крапель хлорної води. Енергійно збовтати. Чи змінився колір бензольного шару? Написати відповідні рівняння реакцій.

Б. До 4-6 крапель розчину сульфиду натрію долити 5 крапель хлорної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Заповнити таблицю за результатами дослідів:

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атома або іона неметала	Електронна формула атома або іона	Хімічний знак атома або іона неметала	Електронна формула атома або іона
S ²⁻ I Br ⁻ Cl ⁰	...3s ² 3p ⁶		

Наведіть схему розподілу у квантових комірках електронів, що відносяться до зовнішнього енергетичного рівня атомів: а) сірки; б) хлору; в) йоду; г) бромі. Якими значеннями квантових чисел (n, l, m) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона в атомах: а) сірки; б) хлору; в) йоду; г) бромі? Знайдіть в періодичній системі елемент з електронною формулою ...4s²4p⁴. Якими значеннями квантових чисел (головного і орбітального) характеризуються зовнішні р-електрони в атомі цього елемента?

Дослід 3. Оцінка типу хімічного зв'язку атомів водню в молекулах

В пробірку відміряти 8-10 крапель соляної кислоти і додати дрібку металічного цинку. Що спостерігається?

Написати рівняння реакції і зробити розрахунки, що підтверджують зміну типу хімічного зв'язку атомів водню в молекулах до і після реакції .

Скласти структурно-графічні формули сполук водню.

Заповнити таблицю за результатами дослідів:

До реакції		Після реакції	
Хімічна формула сполуки водню	Степінь іонності зв'язку водню у сполуці	Хімічна формула сполуки водню	Степінь іонності зв'язку водню у сполуці

Дослід 4. Оцінка типу хімічного зв'язку атомів кисню в молекулах

В пробірку відміряти 5-6 крапель розчину сульфату міді і додати по краплям розчин гідроксиду натрію. Що спостерігається?

Написати рівняння реакції і скласти структурно-графічні формули сполук, що містять атоми кисню.

Виконати розрахунки степеня іонності зв'язків атома кисню у молекулах сполук до і після реакції.

Заповнити таблицю за результатами досліду:

До реакції		Після реакції	
Хімічні зв'язки атомів кисню у сполуках	Степінь іонності зв'язку кисню у сполуці	Хімічні зв'язки атомів кисню у сполуках	Степінь іонності зв'язку кисню у сполуці
Cu—O S—O Na—O O—H		Cu—O O—H Na—O S—O	

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.

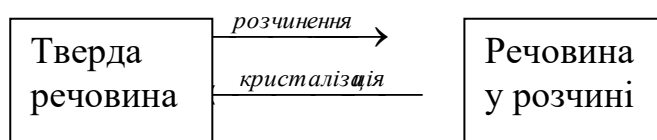
Розчинність речовин. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається розчиненням.

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 – одномольярний розчин гідроксиду калія; 1 л такого розчину містить 1 моль 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, n (нормальна або молярна концентрація еквівалента) визначається числом грам-еквівалентів (моль-еквівалентів) розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

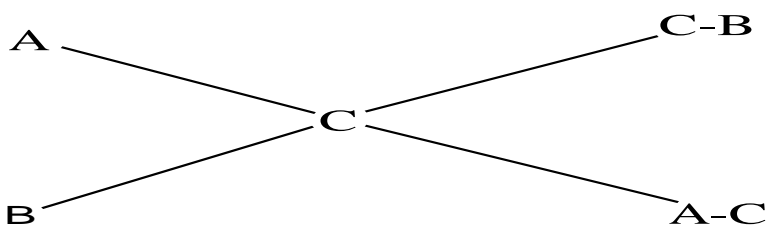
Грам-еквівалент речовини чисельно дорівнює її еквіваленту і вимірюється в грамах.

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

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

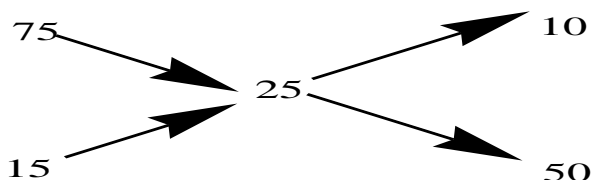
На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна скористатися діагональною схемою розрахунків (правило хреста), суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного квадрата пишуть

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.

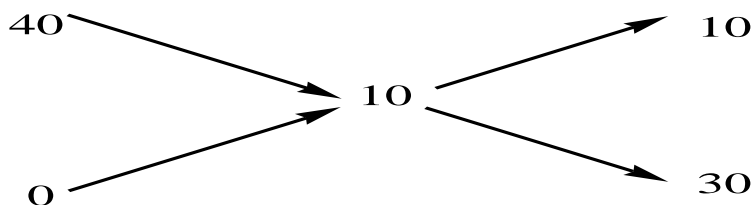
Приклад 1. Необхідно приготувати 25% розчин сірчаної кислоти шляхом змішування 75% і 15% розчинів. В яких вагових співвідношеннях потрібно змішати ці розчини?



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

Приклад 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:

$$m(KCl) = \frac{m_{розч} \cdot \omega(KCl)}{100},$$

де $m_{розч}$ - маса розчину, $\omega(KCl)$ - масова частка KCl:

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

2) Обчислюємо масу води, необхідної для приготування розчину:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{розч.}} - m(\text{KCl}); \text{Отже } m(\text{H}_2\text{O}) = 350 - 17,5 = 332,5 \text{ г.}$$

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

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

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

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

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

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

Отже: $\omega_2 = \frac{m_{\text{солі}}}{m_{\text{розчину}_2}} \cdot 100\% = \frac{240}{800} \cdot 100\% = 30\%$

Приклад 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:

1) Визначимо масу вихідного розчину: $m_{\text{розчину}_1} = 50 \text{ мл} \cdot 1,84 \text{ г/мл} = 92 \text{ г.}$

2) Визначимо вміст кислоти в цьому розчині: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{розчину}_1} \cdot \omega_1;$
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 92 \cdot 0,96 = 88,32 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4.$

3) Маса води складає: $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 250 \text{ г.}$

4) Маса розчину після розведення: $m(\text{розчину}_2) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{SO}_4);$
 $m(\text{розчину}_2) = 250 \text{ г} + 92 \text{ г} = 342 \text{ г.}$

5) Масова частка сірчаної кислоти в розчині після розведення:

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

Приклад 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:

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

2) 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

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

3) Масова частка безводної солі в розчині:

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

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

Розв'язок:

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

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

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

Приклад 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:

1) Визначаємо масу одержаного розчину:

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

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

3) Кількість сульфату натрію складає:

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

4) Молярна концентрація при цьому становить:

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

Приклад 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%).



1) Визначаємо масу і кількість речовини хлориду барію в розчині:

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

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

2) 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.

3) 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").

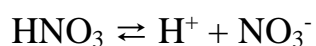
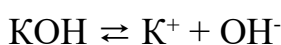
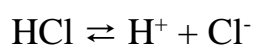
Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з іонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах - лише з іонними зв'язками.

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 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:

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

де 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 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: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$.

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⁺] і [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.

Наприклад: $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$,

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

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).

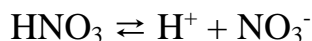
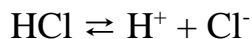
Якщо: 1) $K_d > 10^{-2}$, то $\alpha > 30\%$ - сильні електроліти

2) $10^{-3} < K_d < 10^{-2}$, то $3\% < \alpha < 30\%$ - електроліти середньої сили

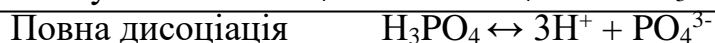
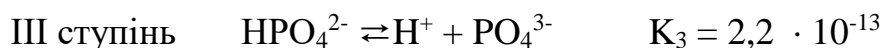
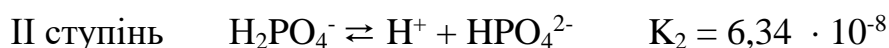
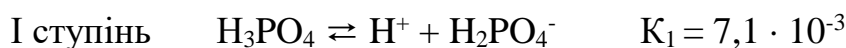
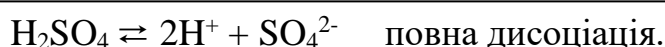
3) $K_d < 10^{-3}$; $\alpha < 3\%$ - слабкі електроліти.

**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.).



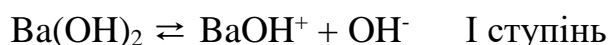
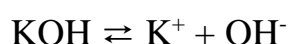
Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:



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

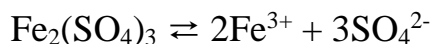
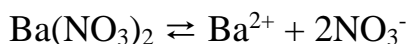
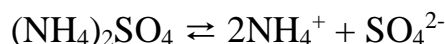
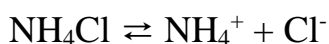
Іони водню H^+ в водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-іонів H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ .

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

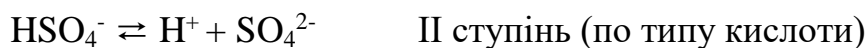


Солі - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків.

Середні солі дисоціюють практично повністю.



Кислі і основні солі дисоціюють ступінчасто:



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.

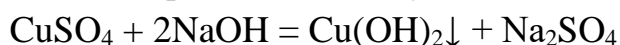
Реакції в розчинах електролітів

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.

1. 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.



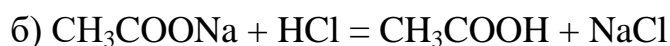
Скорочене іонне рівняння одержано шляхом виключення з даного рівняння однакових іонів в правій і лівій частинах.

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

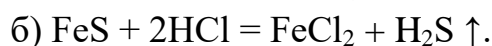
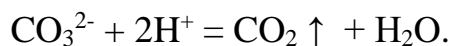
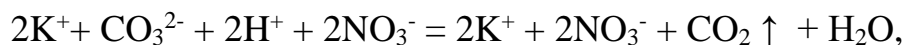
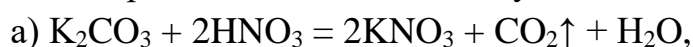
З точки зору теорії електролітичної дисоціації іони SO_4^{2-} та Na^+ не приймають участь в реакції.

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.

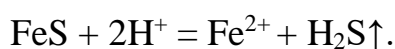
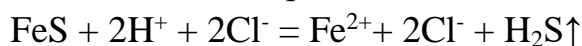
2. Утворення малодисоційованої сполуки.



3. Утворення газоподібної сполуки.



Сульфід заліза (II) не розчинний у воді; сірководень - малодисоційована сполука, слабкий електроліт.



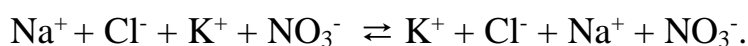
Реакції в розчинах електролітів протікають до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

а) малодисоційована сполука;

б) нерозчинні речовини (осади);

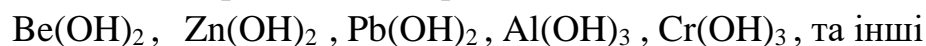
в) газоподібні речовини.

Реакції в розчинах електролітів не ідуть до кінця, якщо не виконується хоча б одна з умов. В такому випадку в розчині буде суміш іонів: $\text{NaCl} + \text{KNO}_3 \rightleftharpoons \text{KCl} + \text{NaNO}_3$



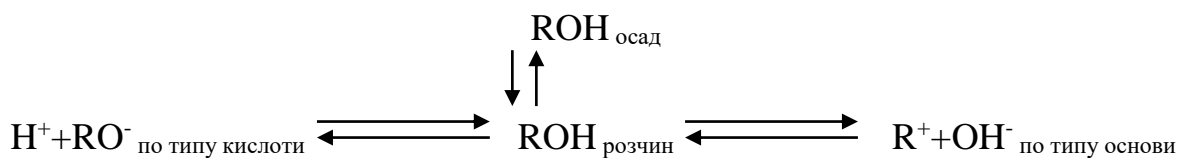
Амфотерні електроліти (амфоліти)

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

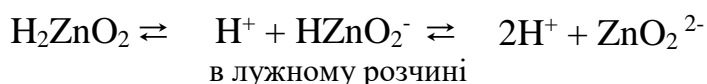
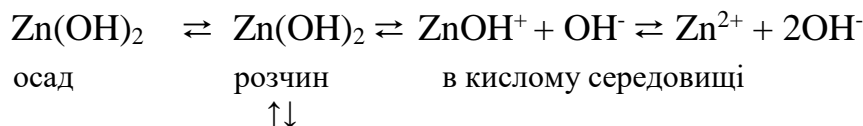


Явище амфотерності пояснюється тим, що у молекулах амфотерних електролітів міцність зв'язку між металом і киснем (Me – O) мало відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем (O – H). Отже, дисоціація таких молекул можлива по місцях обох цих зв'язків. Тобто при дисоціації амфолітів

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 4

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 кожен 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	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Питання для самостійної підготовки

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 \rightarrow
б) сульфат літію + гідроксид калію \rightarrow
сульфат заліза (II) + гідроксид натрію \rightarrow
13. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $3\text{Mg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

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?

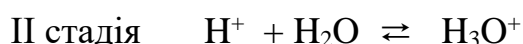
Що треба вміти:

1. Розраховувати рН і рОН розчинів за концентрацією іонів водню або іонів гідроксилу.
2. Визначати середовище розчину за допомогою індикаторів.
3. Складати молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей.

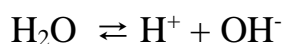
Про що треба мати уявлення:

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 H₃O⁺) і дисоціацію води записують:



Застосувавши закон діючих мас одержимо:

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

де K_д - константа дисоціації води, K_д = 1,8 · 10⁻¹⁶; [H⁺] - концентрація іонів водню; [OH⁻] - концентрація гідроксид-іонів; [H₂O] - 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 $K_d[\text{H}_2\text{O}]$ для певної температури є сталою величиною: $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$, $K_d[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}$.

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:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

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

Якщо $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, то середовище кисле

Якщо $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, 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 :

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad \text{або} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

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 : $\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-]$;

тоді $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

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

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

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

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

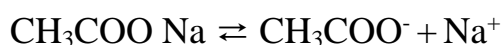
Гідроліз солей. Типові випадки гідролізу солей.

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.

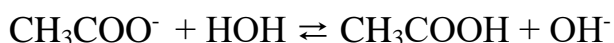
Але досвід показує, що розчини солей мають лужне, кисле або нейтральне середовище, не дивлячись на те, що солі не містять ні водневих, ні гідроксильних іонів. Пояснення цим фактам треба шукати у взаємодії солей з водою.

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 $NaOH$ 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 малорозчинного 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.

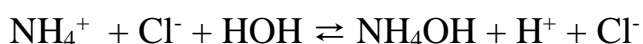
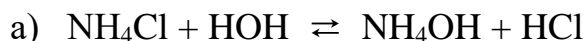
В результаті процесу гідролізу змінюється концентрація водневих та гідроксильних іонів, тобто змінюється реакція середовища.

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 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 та інші, не гідролізують, їх розчини нейтральні ($\text{pH} = 7$). 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.

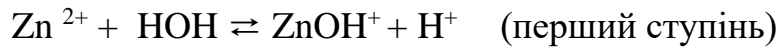
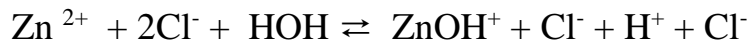
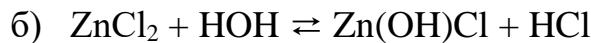
Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою – гідроліз за катіоном. Прикладами таких солей можуть бути: NH_4Cl , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, CuCl_2 , ZnSO_4 , AlCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ та інші.

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 ($\text{pH} < 7$).

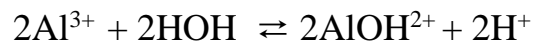
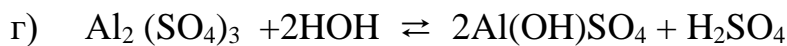
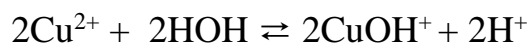
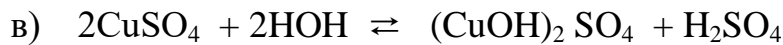
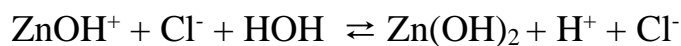
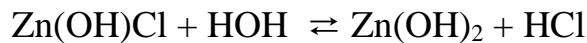


Іони NH_4^+ взаємодіють з іонами гідроксиду води, утворюючи слабкий електроліт NH_4OH ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), а іони водню води не утворюють з іонами Cl^- молекул, так як HCl – сильний електроліт. Як наслідок, у розчині утворюється деякий надлишок H^+ і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію.

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

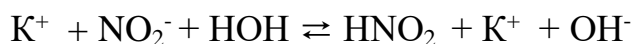


середовище кисле, $\text{pH} < 7$.



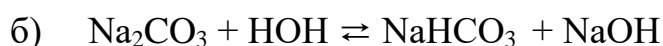
Сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою – гідроліз за аніоном.

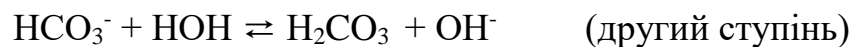
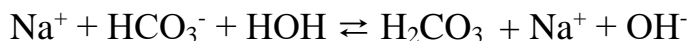
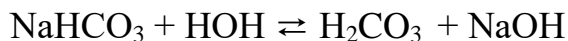
Прикладом таких солей є: KNO_2 , KCN , CH_3COONa , Na_2CO_3 , K_2S , Na_3PO_4 та інші.



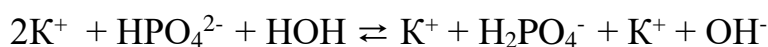
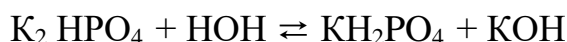
Внаслідок гідролізу цієї солі утворюється слабкий електроліт HNO_2 та деякий надлишок іонів OH^- , тому розчин має лужну реакцію.

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





При великій кількості води гідроліз частково іде далі:

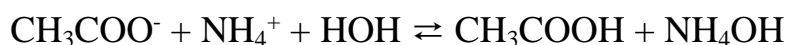
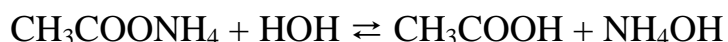


По третьому ступеню з утворенням ортофосфорної кислоти гідроліз не іде, внаслідок накопичення в розчині іонів OH^- (KOH)

Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою – гідроліз за катіоном і аніоном.

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):

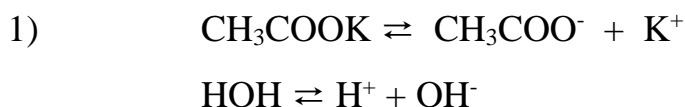
$$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HON} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$$

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

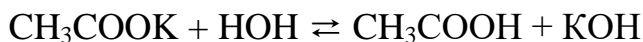
Ацетати	$\text{Sn}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$.
Сульфідиди	$\text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}$
Сульфідити	$\text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$
Карбонати	$\text{Cu}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$
Силікати	$\text{NH}_4^+,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

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

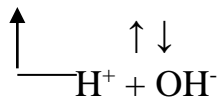
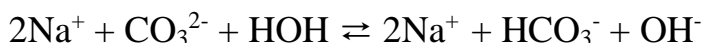
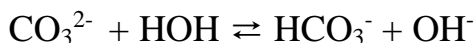
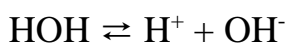
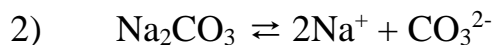
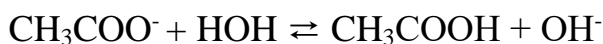
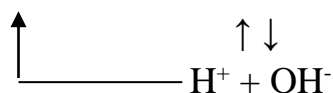
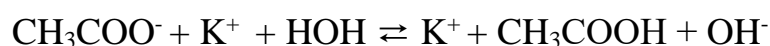
До складання рівнянь гідролізу солей можна підійти дещо інакше. Розуміючись на силі кислоти і основи, з яких утворена сіль, можна зразу написати скорочене іонне рівняння, враховуючи, що в результаті гідролізу утворюється слабкий електроліт. Наприклад, при складанні рівняння гідролізу ацетату калія виходять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

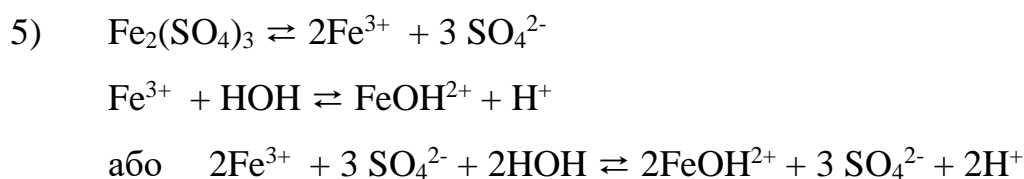
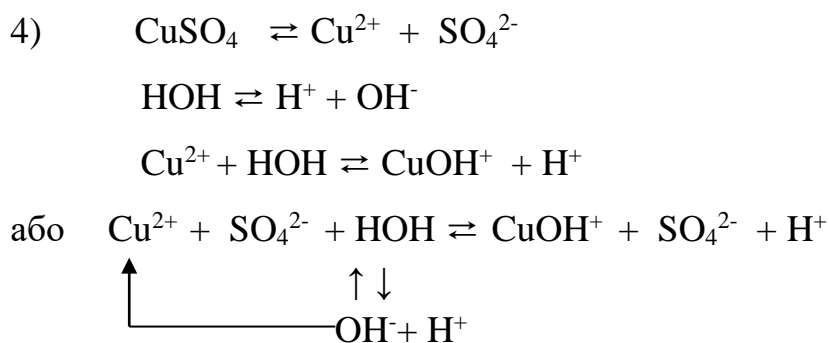
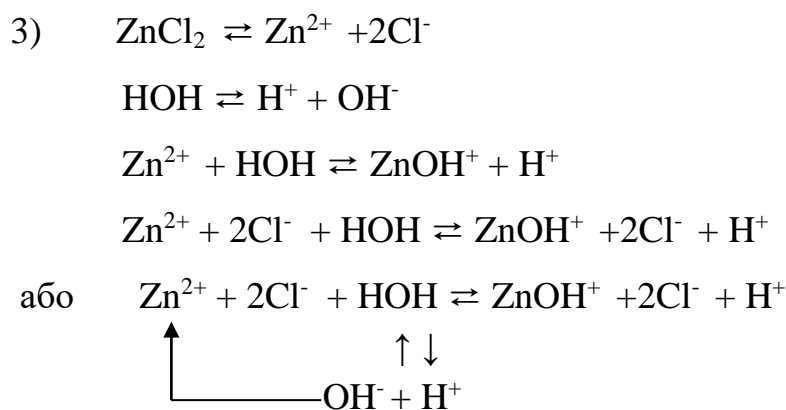


іон K^+ не бере участі в утворенні слабого електроліту. А вже потім можна скласти молекулярне і повне іонне рівняння:

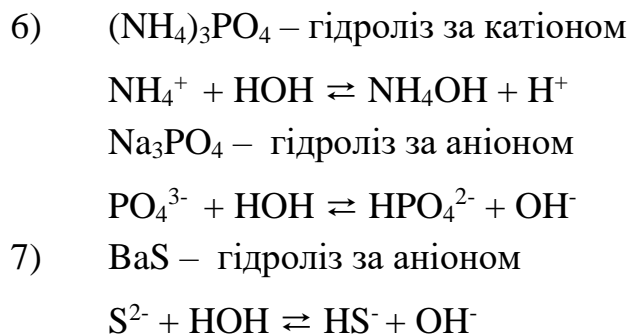


Запис іонних рівнянь гідролізу можна ще дещо змінити





При подібному підході легко написати скорочені іонні рівняння таких солей:

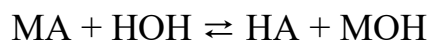


Константа та ступінь гідролізу

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 НА – кислота, МОН – основа, МА – сіль. Тоді рівняння гідролізу матиме вигляд:



Цій рівновазі відповідає константа:

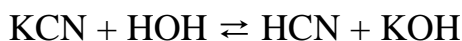
$$K_{\text{рівноваги}} = \frac{[HA][MOH]}{[MA][H_2O]}$$

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 гідролізувалися 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 5

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 (III). 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. Оборотність 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 $Al_2(SO_4)_3$ і додати такий же об'єм розчину Na_2CO_3 . Спостерігати утворення білого аморфного осаду $Al(OH)_3$ і виділення бульбашок газу. Для того аби довести, що осад є $Al(OH)_3$, 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

1. Чому дорівнює рН 0,1 М розчину азотної кислоти, якщо вважати її дисоціацію повною?
2. Чому дорівнює величина водневого показника розчинів, концентрація іонів водню в яких дорівнює : $1 \cdot 10^{-7}$; $1 \cdot 10^{-5}$; $1 \cdot 10^{-10}$?
3. Як зміниться концентрація гідроксид-іонів, якщо рН розчину зменшиться з 10 до 4?
4. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Написати відповідні рівняння:
 - а) нітрат алюмінію, сульфід калію, хлорид калію;
 - б) карбонат калію, сульфат заліза (II), хлорид літію;
 - в) хлорид міді (II), хлорид натрію, карбонат літію.
5. Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища; написати відповідні рівняння:
 - а) хлорид кальцію, хлорид алюмінію, силікат натрію;
 - б) нітрат літію, карбонат калію, нітрат цинку;
 - в) хлорид калію, хлорид алюмінію, сульфід натрію.
6. Привести приклади гідролізу солей по катіону (одно-, дво- та трьохзарядному).
7. Привести приклади гідролізу солей по аніону (одно- та двозарядному).
8. 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.

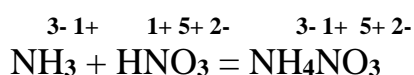
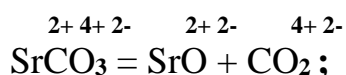
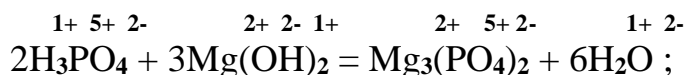
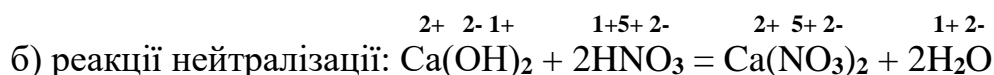
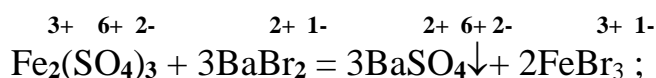
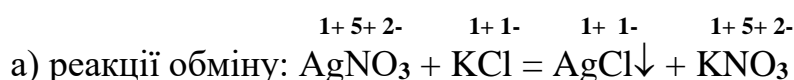
Про що треба мати уявлення:

1. як складати окисно-відновні реакції методом напівреакцій;

Характерні ознаки реакцій окислення-відновлення

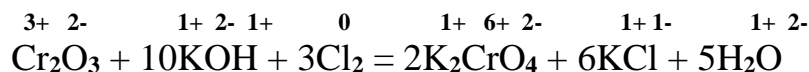
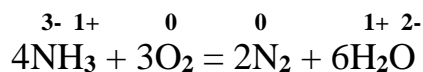
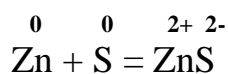
Усі хімічні реакції можна поділити на два типи:

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 (оксигеніум) 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.

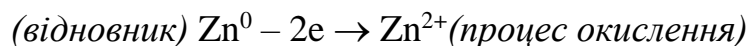
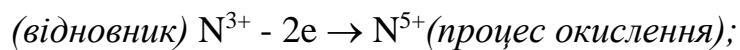
Проміжні ступені окислення елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним.

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 $4+$.

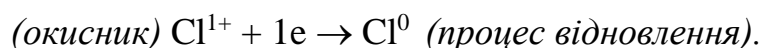
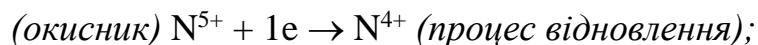
Окисно-відновні реакції завжди складаються із двох взаємозв'язаних

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*:



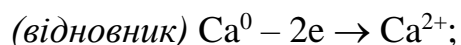
2) **відновлення** - це приєднання електронів атомами або іонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. При цьому елемент, що приєднує електрони називають *окисником*:



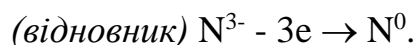
Типові окисники та відновники

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:

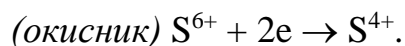


2) атоми неметалів з нижчим ступенем окислення (*мінімальним*) у сполуках – тільки відновники:



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;

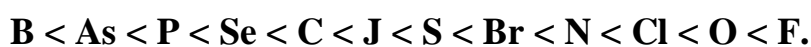
3) атоми неметалів з максимальним ступенем окислення у сполуках – тільки окисники:



В цьому випадку максимальний ступінь окислення елементу 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:

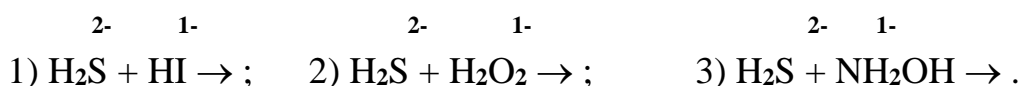
- 1) як правило, чим більше електронів має атом на зовнішньому енергетичному рівні та чим ближче вони розташовані до ядра, тим сильніше виражена окисна здатність елементу у реакції;
- 2) у межах періоду із збільшенням порядкового номеру елементів їх відновні властивості зменшуються, а окислювальні – 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:



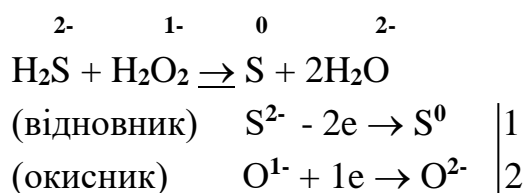
Визначаємо ступені окислення елементів у кожній із трьох реакцій і порівнюємо їх окислювальні та відновні властивості. У першому випадку сірка і йод мають найнижчі ступені окислення, а тому обидва ці елементи здатні проявляти тільки відновні властивості і реакція між цими речовинами неможлива.

Таблиця. Приклади типових окисників та відновників

Переважаюча функція елементу в ОВ-реакції	Типи атомів, молекул чи іонів	Характерні ознаки, що зумовлюють виконання функції елементу 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 елементу

Окисник	$\text{KMnO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{NaNO}_3, \text{PbO}_2, \text{NaBiO}_3, \text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}, \text{HNO}_{3(\text{конц. і розв.})}$	Молекули та іони, що містять атоми металів або неметалів з <i>максимальним</i> ступенем окислення, в т.ч. і типові кислоти-окисники
Окисник	$\text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Tl}^{3+}, \text{Tl}^+, \text{Co}^{2+}$	Іони металів, як правило, з максимальним 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 спорідненість до електрону, невисокі значення електронегативності елемента
Відновник	Деякі неметали у елементному стані або їх сполуки: $\text{H}_2, \text{C}, \text{P}, \text{B}, \text{CO}, \text{NO}, \text{P}_2\text{O}_3, \text{HNO}_2, \text{SO}_2$	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, <i>проміжний</i> ступінь окислення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	$\text{LiH}, \text{HJ}, \text{HBr}, \text{HCl}, \text{H}_2\text{S}, \text{NH}_3, \text{PH}_3$	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:



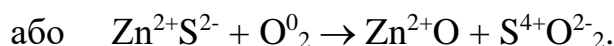
Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій

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*.

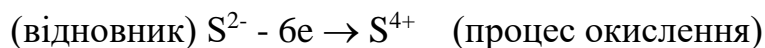
Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії; 2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

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.

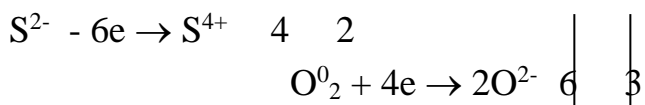
Приклад 2. Під час обпалювання сульфіду цинку схема реакції має вигляд: $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$



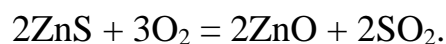
Тобто під час реакції змінюють ступені окислення атоми сірки та кисню, які і представляють півреакції процесів окислення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:



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):

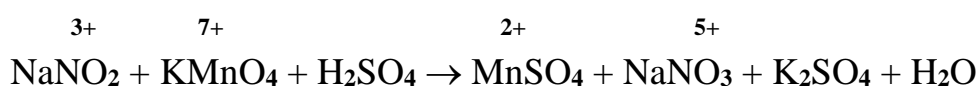


Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сірки до і після реакції, а 3 до атомів кисню і з них починають процес зрівняння елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів, водню, якщо вони наявні в реакції:

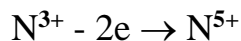


Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох - чотирьох речовин.

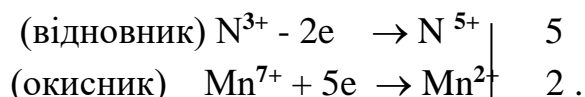
Приклад 3. Записуємо молекулярну схему реакції



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 мав ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+. Складаємо для азоту і марганцю схеми електронних переходів:

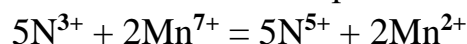


Складаємо електронний баланс:



Спільне найменше кратне між кількістю електронів, що віддав відновник (2) і кількістю електронів, що приєднав 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:



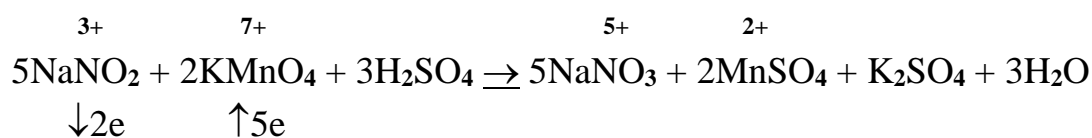
Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:



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

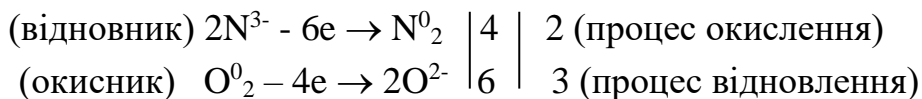
вивченими раніше закономірностями зміни властивостей елементів, речовин тощо. При цьому потрібно послідовно дотримуватись таких рекомендацій:

- 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.

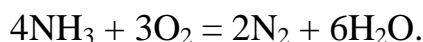
Приклад 4. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$

- 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

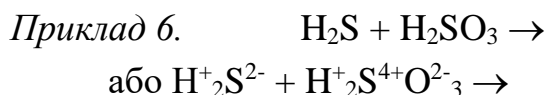
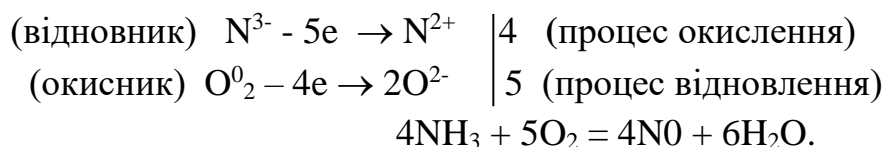
цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні) може теоретично послідовно віддавати 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, перетворюючись відповідно у N^{2-} , N^{1-} , N^0 , N^{1+} , N^{2+} , N^{3+} , N^{4+} , N^{5+} . При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і водню має N^0 (складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє).



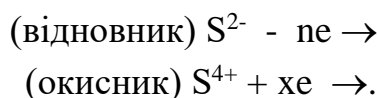
- Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти (N^0_2 та H_2O як об'єднання O^{2-} та H^+) і розставляємо коефіцієнти:



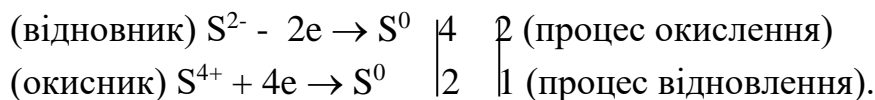
В спеціальних умовах (при наявності каталізатора) відновлення N^{3-} іде глибше до N^{2+} .



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:



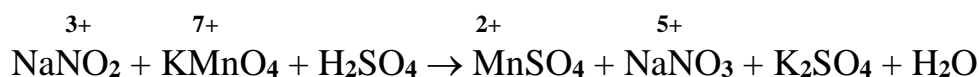
На основі електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сірки у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього такі можливі ступені окислення як S^{2-} , S^0 , S^{2+} , S^{4+} , S^{6+} . При цьому хімічно найстійкішим буде стан сірки при ступені її окислення нуль. Тому процеси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



Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо продукти реакції і розставляємо коефіцієнти: $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O.$

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

Приклад 6. Записуємо молекулярну схему реакції

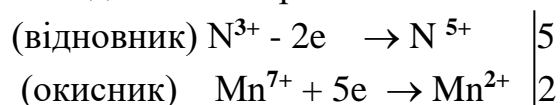


У цій реакції змінюють ступінь окислення азот і марганець. До реакції азот мав ступінь окислення 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Марганець у молекулі перманганату калію мав ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+.

Складаємо для азоту і марганцю схеми електронних переходів:

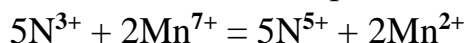


Складаємо електронний баланс:



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:



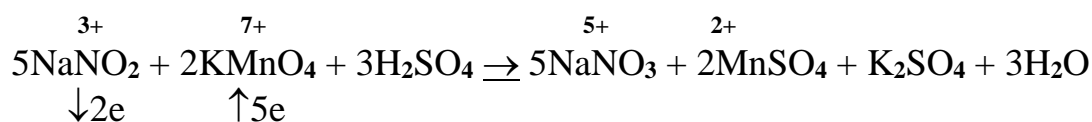
Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:



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 6

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	$\dots + \text{SnCl}_2 \rightarrow$
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 йоднової 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:
 - 1) CO_2 , H_2CO_3 , HCOOH , CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
 - 2) HNO_3 , HNO_2 , N_2O_4 , NO_2 , N_2O
 - 3) NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2 , HNO_2
 - 4) H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , FeS_2 , Al_2S_3
 - 5) H_3PO_4 , H_3PO_3 , PCl_3 , P_2O_5 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
 - 6) HClO_4 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, KClO_3 , NaClO_2 , KCl
 - 7) 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:
 1. $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 2. $\text{K}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3. $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
 4. $\text{HI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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*

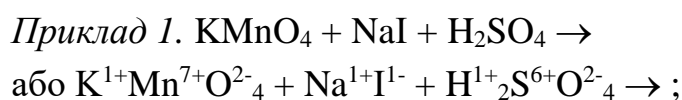
Методичні рекомендації до виконання роботи

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:

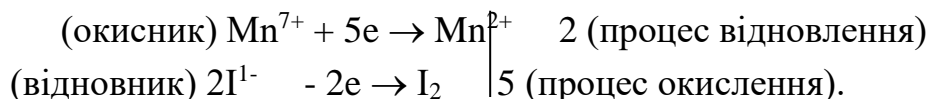
- 1) визначити ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;
- 2) порівнюючи ступені окислення, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності) визначають найбільш ймовірний елемент-окисник та елемент-відновник;
- 3) скласти схеми півреакцій окислення та відновлення, дотримуючись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



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



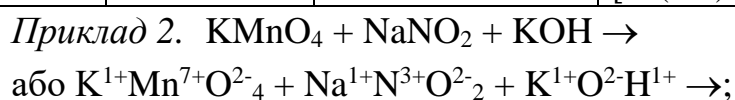
Продукти відновлення або окислення (іони) та атоми, що не змінювали ступенів окислення, умовно зв'язуються в молекули з іонами речовини-середовища: $\text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnSO}_4$; $2\text{K}^{+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$; $2\text{Na}^{+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$; $2\text{H}^{+} + \text{O}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

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



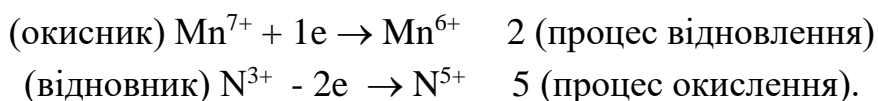
Таблиця. Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: KMnO_4	Кисле (H^{+} , $\text{pH} < 7$)	$\text{Mn}^{7+} + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: KMnO_4	Лужне (OH^{-} , $\text{pH} > 7$)	$\text{Mn}^{7+} + 1\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти (H_2MnO_4) і лугу, що визначає середовище
Окисник: KMnO_4	Нейтральне (H_2O)	$\text{Mn}^{7+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$	MnO_2
Окисник: MnO_2	Кисле (H^{+} , $\text{pH} < 7$)	$\text{Mn}^{4+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Кисле (H^{+} , $\text{pH} < 7$)	$\text{Cr}^{6+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	Солі Cr^{3+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: H_2O_2	Кисле (H^{+} , $\text{pH} < 7$)	$\text{O}^{1-} + 1\text{e} \rightarrow \text{O}^{2-}$	H_2O
Відновник: сполуки Cr^{3+}	Лужне (OH^{-} , $\text{pH} > 7$)	$\text{Cr}^{3+} - 3\text{e} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$	Солі хромової кислоти (H_2CrO_4) та лугу, що визначає середовище
Відновник: Амфотерні метали в елементном у стані Zn, Al, Be	Лужне (OH^{-} , $\text{pH} > 7$)	$\text{Zn}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ $\text{Al}^0 - 3\text{e} \rightarrow \text{Al}^{3+}$ $\text{Be}^0 - 2\text{e} \rightarrow \text{Be}^{2+}$	Солі лугу з аніоном $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ Солі лугу з аніоном $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ Солі лугу з аніоном $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$

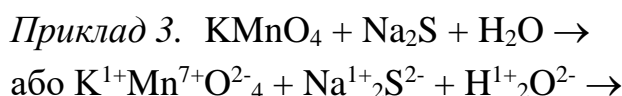
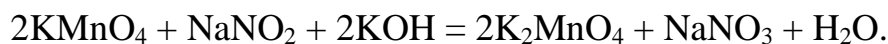


KOH визначає лужне середовище реакції і іони, з яких він складається, не приймають участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для

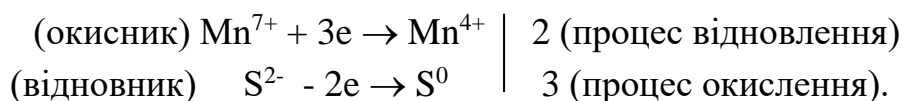
формування молекул продуктів взаємодії. Окислювачем є Mn^{7+} , що в лужному середовищі приймає 1 електрон (табл.), а відновником може бути лише N^{3+} (за наявністю двох електронів на зовнішньому енергетичному рівні та за показником електронегативності у порівнянні з O^{2-}). Тому



Реакція завершується перетворенням $KMn^{7+}O_4$ на $K_2Mn^{6+}O_4$ та $NaN^{3+}O_2$ на $NaN^{5+}O_3$:



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,



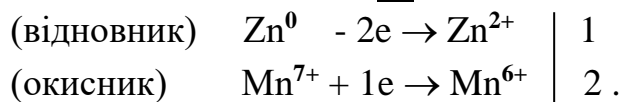
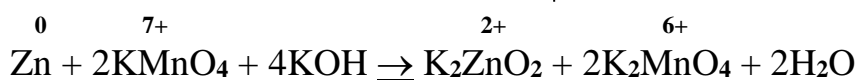
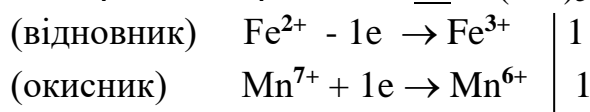
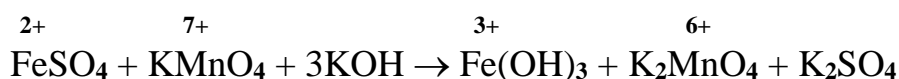
Реакція завершується перетворенням $KMn^{7+}O_4$ на $Mn^{4+}O_2$ та зв'язуванням іонів K^{1+} і Na^{1+} іонами водню та кисню в молекули відповідних гідроксидів:



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:

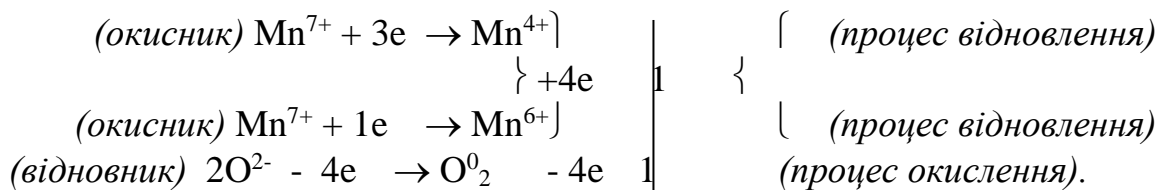
- 1) Якщо продукти реакції містять більше кисню, ніж вихідні компоненти, то поповнення киснем у кислих і нейтральних розчинах відбувається за рахунок води, а в лужних розчинах за рахунок OH^- -групи;
- 2) У кислому або нейтральному середовищі метали з ступенями окислення $1+$, $2+$, $3+$ з кислотними 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.

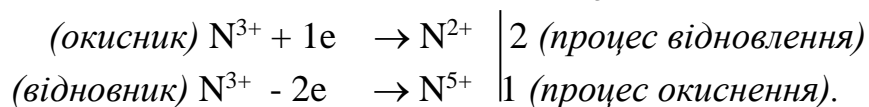
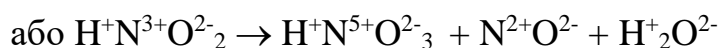
Приклад 6. $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$



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 7

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 кожную 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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 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 $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$. 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 дія 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 самостійної підготовки

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

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

19. $\text{HI} + \text{MnO}_2 \rightarrow$
20. $\text{SnCl}_2 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
21. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
22. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
23. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
24. $\text{NaNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
25. $\text{HCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$
26. $\text{H}_2\text{S} + \text{CrO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
27. $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к.})} \rightarrow$
28. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к.})} \rightarrow$
29. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{к.})} \rightarrow$
30. $\text{Fe} + \text{HNO}_{3(\text{p.})} \rightarrow$
31. $\text{C} + \text{HNO}_{3(\text{к.})} \rightarrow$
32. $\text{MnCl}_2 + \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow$
33. $\text{CrCl}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
34. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
35. $\text{CO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
36. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

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

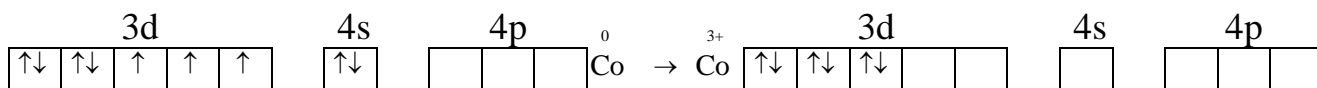
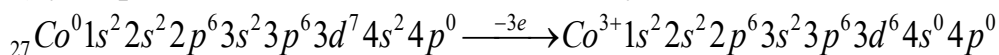
Все різноманіття неорганічних сполук умовно можна розділити на два типи: 1) сполуки першого порядку; 2) сполуки вищого порядку.

Речовини, в яких значення ступінів окислення елементів співпадає з валентностями, які вони проявляють, або кількістю утворюваних 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.

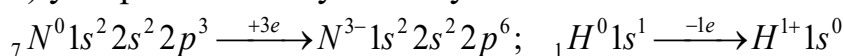
Прості сполуки побудовані за рахунок іонного, ковалентного полярного або ковалентного неполярного зв'язку. На відміну від цього в комплексних сполуках утворюється додатковий ковалентний зв'язок на основі донорно-акцепторної взаємодії. За допомогою цього зв'язку формується комплексний

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:

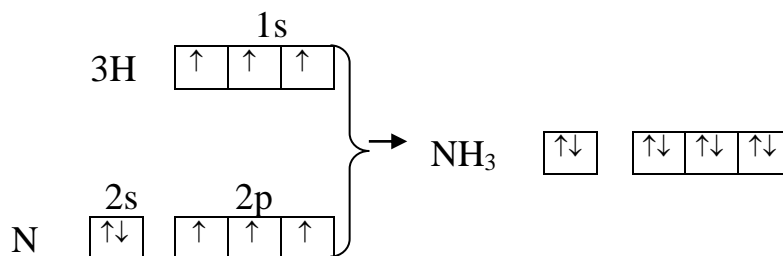
1) утворення іона Co^{3+} з атома кобальту



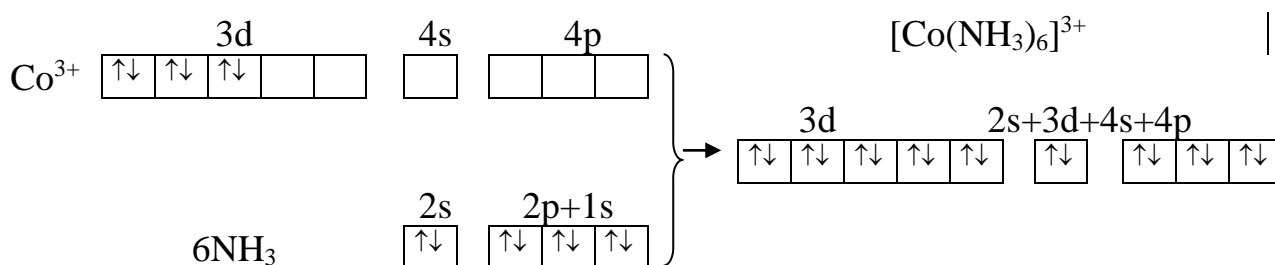
2) утворення молекул аміаку



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:

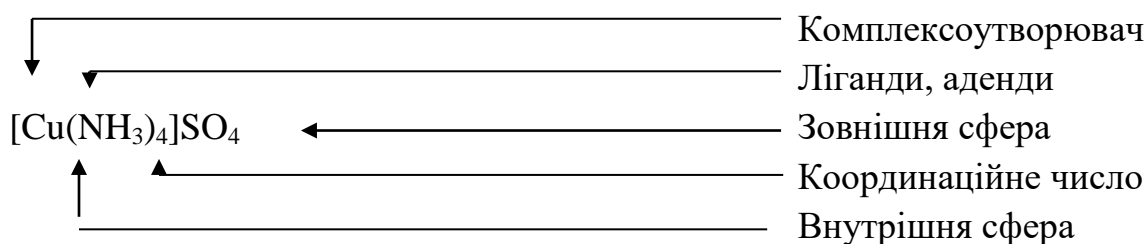


Основні принципи утворення комплексних сполук вперше були викладені в 1893 р. швейцарським хіміком Вернером у вигляді координаційної теорії:

- 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);

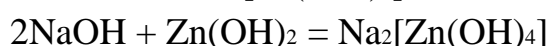
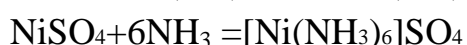
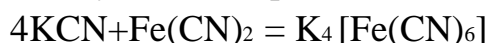
- 3) іони, які знаходяться на дальшій відстані від центрального іона, складають зовнішню координаційну сферу комплексної сполуки;
- 4) число, яке показує, скільки навколо комплексоутворювача розміщується лігандів у внутрішній сфері, називається координаційним.



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 K₄[Fe(CN)₆] заряд внутрішньої сфери (2+) + (6-) = 4-, заряд зовнішньої сфери 4 · (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(NH₃)₂]Cl, [Cu(NH₃)₄]SO₄, [Cr(H₂O)₆]Cl₃, [Co(NH₃)₆]Br₃;

2. комплекси аніонного характеру – комплексний іон заряджений негативно, наприклад, $K_2[PtCl_4]$, $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$;
3. нейтральні комплекси (внутрішньокомплексні 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, SO_3^{2-} - сульфіто, SCN^- – тіоціанато, SO_4^{2-} – сульфато, $C_2O_4^{2-}$ – оксалато, $P_2O_7^{4-}$ – 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, NH_3 позначають словом “амін”, H_2O – “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, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 4\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.

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

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} + \text{NH}_3$

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+} + \text{NH}_3$.

Досліди до лабораторної роботи 8

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 тетрайодомеркурату (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 NH₄SCN. Зазначити колір розчину і скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Питання для самостійної підготовки

- 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 ₂ O) 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) ₅ Cl]Cl ₂
- З яких солей можна одержати K₄[Fe(CN)₆]? Написати рівняння реакції.
- Написати наведені формули як комплексні сполуки:

2HF·SiF ₄	2KCl·PbCl ₂	NiCl ₂ ·6NH ₃
CuSO ₄ ·4NH ₃	Zn(OH) ₂ ·Ca(OH) ₂	3KNO ₂ ·Co(NO ₂) ₃
		4KCN·Fe(CN) ₂
- Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій між такими речовинами:

ZnSO ₄ і K ₃ [Fe(CN) ₆]	FeCl ₃ і K ₄ [Fe(CN) ₆]
KCl і Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	K ₂ [HgI ₄] і AgNO ₃
NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ і KSCN	NaCl і K[Sb(OH) ₆]
CuSO ₄ і NH ₃	
- Скласти рівняння реакцій взаємодії амфотерних гідроксидів Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂ з лугом. Продукти реакцій записати у вигляді відповідних гідроксокомплексів. Вказати координаційне число комплексоутворювачів і написати рівняння дисоціації одержаних комплексних сполук.
- На які іони дисоціюють наступні комплексні і подвійні солі? Скласти рівняння їх дисоціації: Na₃[FeF₆]; Na₂[Pb(OH)₄]; (NH₄)₂SO₄·FeSO₄; K₂SO₄·Cr₂(SO₄)₃·24H₂O.

3.9 Лабораторна робота 9. Хімія сполук елементів головної підгрупи VII групи (Хлор, Бром, Йод)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) роль галогенів у біології. Йод як мікроелемент;
- 2) особливості електронної будови атомів галогенів;
- 3) типові ступені окислення галогенів у сполуках;
- 4) формули найважливіших кисневих і безкисневих кислот хлору і йоду;
- 5) хімічні властивості соляної та йодистоводневої кислоти;
- 6) оксиди і кисневі кислоти хлору, їх сила та окисно-відновні властивості.

Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули галогенів;
- 2) на основі графічного зображення зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення фтору, хлору та йоду в сполуках;
- 3) складати формули оксидів, кислот і солей галогенів;
- 4) писати рівняння реакцій, які характеризують властивості галогеноводневих кислот;
- 5) складати реакції одержання хлорного (білильного) вапна;
- 6) складати рівняння реакції, що характеризують зміни окисно-відновних властивостей ряду сполук хлору HCl , Cl_2 , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ;
- 7) способи одержання хлору, його кислот і солей у промисловості.

Про що треба мати уявлення:

- бром та його сполуки, як аналоги хлору;
- роль хлоридів у засолюванні ґрунтів.

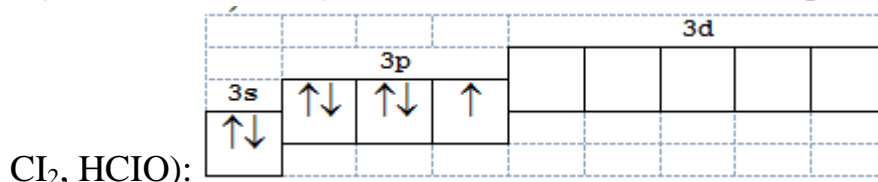
Загальні питання

У головній підгрупі VII групи знаходяться галогени: фтор, хлор, бром, йод та астат. Подібність їх властивостей зумовлена однотипною електронною конфігурацією їх атомів, де зовнішній енергетичний рівень описується електронною формулою ns^2np^5 . До того ж тільки фтор не має d – підрівня і тому він виключно одновалентний. Враховуючи, що фтор найбільш електронегативний елемент, для нього характерні два ступеня окислення в сполуках (0 і 1-).

Хлор $^{35,453}_{17}\text{Cl}$. Являючись елементом третього періоду, хлор має таку електронну будову: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

На основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня ($3s^2 3p^5$) для хлору можливі в сполуках такі ступіні окислення:

- незбуджений стан (ступіні окислення 1-, 0, 1+, наприклад, в сполуках HCl ,



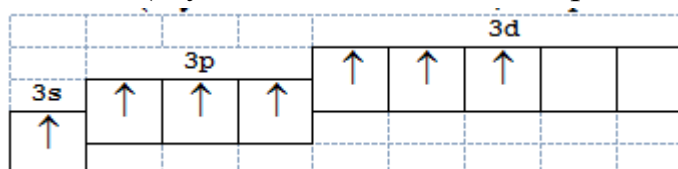
- перший збуджений стан (ступінь окислення 3+, наприклад в сполукі HClO_2):



- другий збуджений стан (ступінь окислення 5+, наприклад, в сполуці HClO_3):



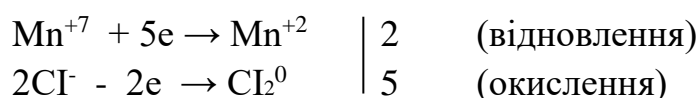
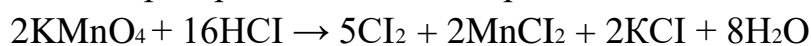
- третій збуджений стан (ступінь окислення 7+, наприклад, в сполуці HClO_4):



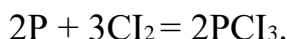
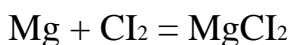
Характеристика найважливіших сполук хлору наведена в табл. 1

Хлор (Cl_2) – типовий неметал з яскраво вираженими властивостями окисника (електронегативністю він поступається тільки фтору і кисню). Внаслідок високої активності хлор у природі знаходиться лише в зв'язаному стані у вигляді хлоридів: NaCl – галіт або кам'яна сіль, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ – сильвініт, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналіт, $\text{MgCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – бішофіт та ін.

У промисловості хлор одержують електролізом водного розчину хлориду натрію, в лабораторії – дією концентрованої HCl на MnO_2 або KMnO_4 :



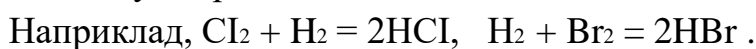
Хлор активно взаємодіє майже з усіма елементами періодичної системи. З металами він утворює солі, а неметалами – галогеноангідриди:



Галогеноангідриди гідролізують з утворенням кислот обох неметалів з відповідними ступенями окислення : $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$.

З киснем, вуглецем і азотом хлор безпосередньо не реагує.

Практичне значення має соляна кислота, тобто розчин хлористого водню у воді. В реакціях сполучення галогенів з воднем виявляється тенденція ослаблення окисної активності від фтору до йоду: фтор взаємодіє з воднем у темряві з вибухом, хлор - на світлі або при нагріванні з вибухом, бром і йод – при значному нагріванні.



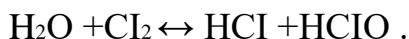
Сила кислот у ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ зростає.

Галогени утворюють також кисневмісні сполуки: оксиди, кислоти та солі (див. табл.1).

Таблиця 1. Характеристика найважливіших сполук хлору

Ступені окислення хлору в сполуках	1-	0	1+	3+	5+	7+
Сполуки	HCl , NaCl	Cl_2	Cl_2O , HClO , KClO	HClO_2 , NaClO_2	HClO_3 , KClO_3	Cl_2O_7 , HClO_4 , NaClO_4
Назви кислот та солей	Соляна кислота, Хлориди	-	Хлорнува-тиста кислота, гіпохлорити	Хлориста кислота, хлорити	Хлорнува-та кислота, хлорати	Хлорна кислота, перхлорати

Основою одержання кисневих сполук галогенів є їх взаємодія з водою та лугами. На холоді реакція протікає з установаванням динамічної рівноваги:



При нагріванні така суміш реагує з утворенням хлоратів (йодатів):



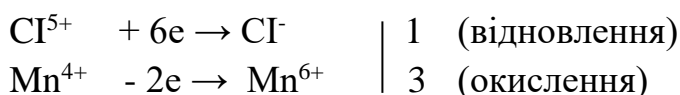
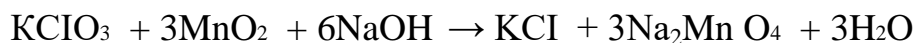
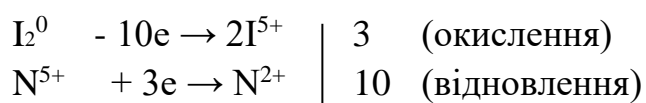
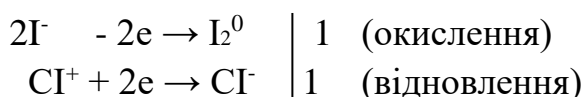
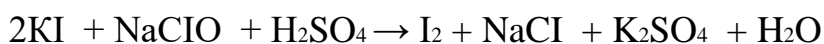
Серед кисневих кислот хлору та інших галогенів найменш стійкі та найбільш слабкі такі електроліти: HClO , HBrO , HIO .

Так, під дією світла відбувається розпад НСІО з виділенням активного (атомарного) кисню: $\text{НСІО} = \text{НСІ} + \text{О}$.

Активний кисень знебарвлює багато барвників, тому солі хлорноватистої кислоти і одержали назву білильних: NaClO входить до складу засобів, що вибілюють і миють; суміш Ca(ClO)_2 і CaCl_2 , яка відома під назвою хлорного або білильного вапна, застосовується в сільському господарстві для дезинфекції і знезараження приміщень, складів, трупів тварин.

Для сільськогосподарської практики мають значення хлорати натрію, магнію та кальцію - NaClO_3 , $\text{Mg(ClO}_3)_2$, $\text{Ca(ClO}_3)_2$, які використовуються як гербіциди суцільної дії для боротьби з бур'янами. В окисно-відновних реакціях Cl (1-) є виключно відновником, а Cl (7+) - тільки окисником. Галогени з проміжними ступенями окислення (Cl^0 , Cl (+), Cl (3+), Cl (5+)) можуть бути окисниками (головним чином) і відновниками. Окислювальна активність сполук зростає від Cl (7+) до Cl (1+).

Наприклад:



Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Добування хлору (дослід виконується під тягою!)

А. Помістити у пробірку 2-3 кристали перманганату калію і поставити її у штатив. Обережно додати декілька крапель концентрованої соляної кислоти. Який газ виділяється (визначити по запаху і по кольору)? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. У пробірку насипати трохи дихромату калію і додати 5-8 крапель концентрованої соляної кислоти. Суміш легко підігріти. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Окисні властивості хлорної води

А. Налити у дві пробірки по 1 мл розчинів броміду калію та йодиду калію. У кожен пробірку додати 0,3 - 0,5 см³ бензолу. Збовтати. Звернути увагу на колір бензольного шару. Додати у кожен пробірку по 0,5 мл хлорної води. Енергійно збовтати. Чи змінився колір бензольного шару? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. До 1 см³ розчину сульфідру натрію долити 0,5 см³ хлорної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Якісна реакція на йон хлору

У три пробірки налити по 3-4 краплі розчинів наступних хлоридів: у першу - хлориду калію, у другу - хлориду барію, у третю - хлориду заліза (ІІ). В кожен пробірку додати по 2 краплини розчину нітрату срібла. Порівняти результати спостережень у всіх трьох пробірках. Що між ними спільного? Скласти рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

У всі пробірки додати по 2-4 краплі концентрованого розчину аміаку і розмішати. Що відбувається з осадом? Чому осад у третій пробірці не розчинився? Що сталося з його кольором?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Додати у кожен пробірку по 2-3 краплі концентрованої азотної кислоти. Які зміни відбуваються? Що можна сказати про поведінку хлориду срібла в аміаку і кислому середовищі?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. *Взаємодія соляної кислоти з металами*

У три пробірки помістити: у першу - 1-2 гранули цинку, у другу - трохи залізних стружок, у третю - мідних стружок. В кожен пробірку додати

розведеної соляної кислоти і спостерігати, які з цих металів взаємодіють із соляною кислотою. Скласти рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Окисні властивості хлорного вапна

А. До 1 см³ підкисленого розчину йодиду калію додати краплинами насичений розчин хлорного вапна і спостерігати за виділенням вільного йоду. Додати кілька краплин розчину крохмалю. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Налити у пробірку 1 см³ розчину сульфату заліза (II). Додати такий же об'єм лугу. Відмити колір осаду, що утворився. Скласти рівняння реакції. Одержаний розчин з осадом збовтати і додати 0,5-1 см³ насиченого розчину хлорного вапна. Чому змінився колір осаду? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Окисні властивості хлоратної кислоти

А. У дві пробірки налити рівні об'єми розчинів КСlO₃ і КI (по 1 см³). В одну з пробірок додати трохи розчину H₂SO₄. Що відбувається? Порівняти колір розчинів в обох пробірках. Написати рівняння реакцій і пояснити результати дослідів, враховуючи, що окислювальні властивості у розчині характерні лише для HClO₃, а не для її солей.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Добування йоду

А. В сухій пробірці змішати декілька кристалів йодиду калію з невеликою кількістю MnO_2 , додати до суміші 2-3 краплі концентрованої сірчаної кислоти. Якщо реакція відбувається повільно, пробірку трохи підігріти. Спостерігати виділення газоподібного йоду у вигляді фіолетової пари.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В. У дві пробірки з розчином йодиду натрію або калію додати по 4-5 крапель бензолу. В одну з пробірок прилити 3-5 крапель хлорної води, в другу - таку ж кількість бромної води. Розчини збовтати. Відмітити забарвлення, якого набув шар органічного розчинника.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Йод-крохмальна реакція, її чутливість до нагрівання

У пробірку налити 8-10 крапель йодної води і додати 1-2 краплі розчину крохмалю. Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку на водяній бані до $80^{\circ}C$. Як змінилося забарвлення? Розчин охолодити до кімнатної температури. Що відбувається із забарвленням розчину після охолодження?

Пояснити синє забарвлення йодної води при додаванні розчину крохмалю. Чому із зміною температури забарвлення зникає і знову з'являється? Зробити висновок.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Взаємодія йоду з металами

А. У дві пробірки внести окремо по 5-8 крапель йодної води. Додати по 1 мікрошпателью порошку цинку та магнію. Спостерігати знебарвлення розчинів. Написати відповідні рівняння реакцій, вказати окисник і відновник.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. Відновні властивості йодид-іонів

А. Внести у пробірку 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 2-3 краплі бензолу. Додати 1-2 краплі розчину йодиду калію або натрію, збовтати. Спостерігати забарвлення бензольного шару. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Помістити у пробірку 2-3 краплі розчину $K_2Cr_2O_7$, додати таку ж кількість розведеної сірчаної кислоти і 3-4 краплі бензолу. До цієї суміші додати 2-3 краплі йодиду натрію або калію, суміш збовтати. Пояснити забарвлення бензольного шару у малиново-фіолетовий (фіалковий) колір. Скласти рівняння реакції, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. Окисні властивості йодат-іонів

В пробірку налити 5-7 крапель розчину йодиду калію і 2-3 краплі сірчаної кислоти. Розчин збовтати і додавати по краплям розчин йодату калію до появи темно-бурого кольору йоду, наявність якого можна підтвердити внесенням 1-2 крапель розчину крохмалю. Скласти рівняння реакції йодиду калію з йодатом

калію з утворенням вільного йоду. Дати окисно-відновну характеристику йодатам.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. *Відновні властивості йоду*

До 2-3 крапель йодної води додати 1 краплю розчину крохмалю і 2-3 краплі свіжої хлорної води. Чи зникає синє забарвлення розчину? Написати рівняння реакції. Які властивості проявляють у даній реакції хлор та йод ?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. *Реакції виявлення йодид-іонів*

А. У пробірку налити 3-4 краплі розчину йодиду калію або натрію і додати 1-2 краплі розчину нітрату срібла. Визначити колір та структуру осаду йодиду срібла. Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Одержаний осад розділити на дві пробірки і в одну з них додати 1-2 краплі розчину азотної кислоти, в другу - розчин аміаку. Зробити висновок про відношення йодиду срібла до азотної кислоти та аміаку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

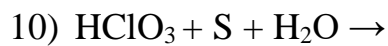
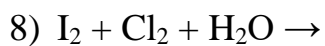
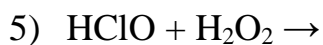
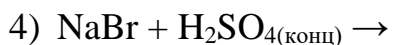
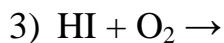
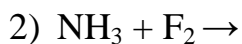
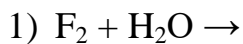
Б. Налити у пробірку 2-3 краплі розчину йодиду калію або натрію і додати таку ж кількість розчину нітрату свинцю. Спостерігати утворення PbI_2 яскраво-жовтого кольору. Далі додати у пробірку 8-10 крапель дистильованої води і декілька крапель оцтової кислоти та підігріти до розчинення осаду. Поступово

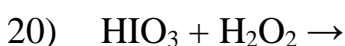
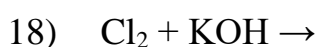
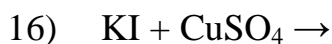
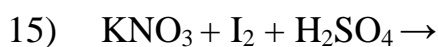
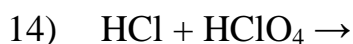
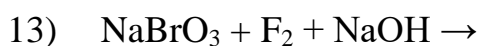
розчин охолоджувати і спостерігати появу осаду PbI_2 у крупнокристалічній формі (блискучі золотисто-жовті лусочки).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи

Скласти рівняння наступних реакцій:





Питання для самоперевірки

1. Скільки атомів містять молекули галогенів?
2. Охарактеризуйте тип хімічного зв'язку в молекулі Хлору.
3. Хлор розміщений у VII групі періодичної системи. Чому ж він виявляє валентність 1, 3 і 5?
4. Скільки електронів у атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні і скільки із них валентних?
5. Які ступені окиснення може мати Хлор і чи може він бути у збудженому стані?
6. Виходячи із положення Хлору у періодичній системі і будови атома, охарактеризуйте його окисні і відновні властивості.
7. У чому принципова сутність добування вільного Хлору з його сполук? Навести приклади відповідних реакцій.
8. Чому атомарний Хлор має більшу окисну здатність, ніж молекулярний?
9. Які хімічні властивості притаманні для Хлору?
10. Чи може Хлор бути відновником?
11. Як змінюється окисна та відновна активність галогенів у групі?
12. Які ступені окислення характерні для фтору і чим відрізняються від нього інші галогени?

13. Напишіть формули чотирьох кисневмісних кислот хлору і вкажіть серед них найсильнішу кислоту і найсильніший окисник.
14. Які хімічні реакції необхідно провести, щоб одержати хлорне вапно, маючи KMnO_4 , HCl , CaO і H_2O ?
15. Скласти рівняння реакцій, які характеризують перетворення речовин у ряду:

$$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HCl}$$
16. Написати рівняння реакцій і назвати продукти взаємодії Хлору з водою, з лугами на холоді та при нагріванні.

3.10 Лабораторна робота 10. Хімія сполук елементів головної підгрупи VI групи (кисень і сірка)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) роль кисню та сірки в життєдіяльності рослин і тварин;
- 2) особливості електронної будови атомів елементів VI групи, типові ступені окислення і характер зв'язків у молекулах;
- 3) алотропія елементних станів кисню та сірки;
- 4) реакції одержання кисню та сірки;
- 5) пероксид водню, його кислотні та окисно-відновні властивості;
- 6) склад і будова найважливіших оксидів, кисневих і безкисневих кислот сірки;
- 7) використання сірчаної кислоти у виробництві добрив.

Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули елементів підгрупи кисню;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначати валентність і ступені окислення кисню і сірки в сполуках;
- 3) складати формули оксидів, кислот і солей сірки;
- 4) записувати рівняння реакцій, які характеризують окисно-відновні властивості кисню і пероксиду водню;
- 5) складати реакції одержання сірчаної кислоти, враховуючи етапи промислового виробництва;
- 6) складати реакції, що характеризують зміни окисно-відновних властивостей у сполуках сірки H_2S , S , SO_2 , SO_3 , H_2SO_4

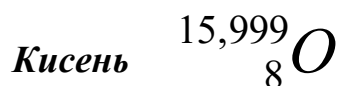
Про що треба мати уявлення:

- 1) тіосірчані сполуки, їх будова і властивості;
- 2) селен як аналог сірки. Його застосування в електронній техніці;
- 3) озон та захисну дію озонового шару атмосфери.

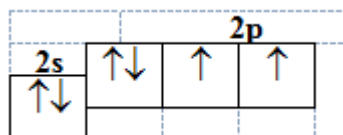
Загальні питання

Елементи головної підгрупи VI групи прийнято поділяти на типові (кисень, сірка) і підгрупу селену (селен, телур, полоній). Їх загальна назва халькогени, тобто рудоутворювачі.

Кисень і сірка – активні неметали, до того ж кисень за своєю електронегативністю стоїть на другому місці після фтору. Зверху вниз у групі простежується чіткий перехід від неметалів до металів (полоній), оскільки в атомах елементів Se, Te і Po електрони зовнішнього рівня екрануються від ядра десятьма d – електронами передзовнішнього рівня, що послаблює їх зв'язок з ядром і сприяє проявленню металічних властивостей у характері цих елементів. На зовнішньому енергетичному рівні атомів цих елементів міститься по шість електронів.



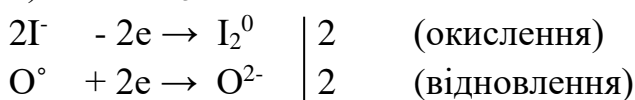
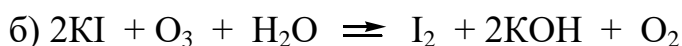
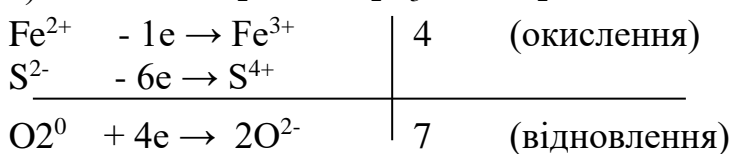
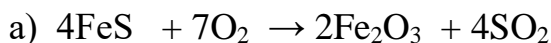
Елемент другого періоду, його електронна формула має вигляд $1s^2 2s^2 2p^4$



Виходячи з будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня і електронегативності кисню, для нього найхарактернішим ступенем окислення буде 2-, крім того; у сполуці з фтором ступінь окислення кисню 2+ (наприклад, OF_2), а в пероксидах 1- (наприклад, H_2O_2).

Кисень, як і фтор, утворює сполуки з усіма елементами, крім гелію, неону і аргону. Атомарний кисень дуже активний і легко утворює молекули O_2 або алотропну модифікацію кисню – озон O_3 .

Для кисню в елементному стані найбільш характерна роль окисника в реакціях:

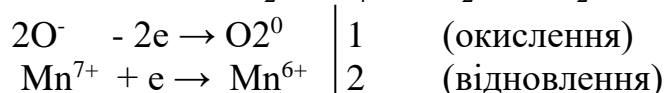


Сполуки кисню, в яких ступінь його окислення дорівнює 1-, називають

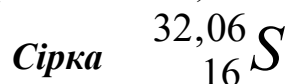
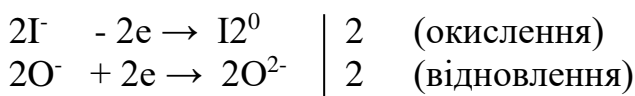
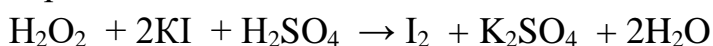
пероксидами. Прикладом може бути пероксид водню H_2O_2 , у молекулі якого два атоми кисню зв'язані між собою ковалентним неполярним зв'язком.

Водневий розчин пероксиду водню (пергідроль) являє собою слабку двохосновну кислоту.

Проміжний ступінь окислення кисню в пероксидах зумовлює його окисно-відновну двоїстість у реакціях. У присутності сильного окисника H_2O_2 є відновником: $H_2O_2 + 2KMnO_4 + 2KOH \rightleftharpoons 2K_2MnO_4 + 2H_2O + O_2$



У реакціях з сильним відновником H_2O_2 виявляє властивості окисника:



На відміну від кисню атом сірки має в зовнішньому електронному шарі вільний d підрівень: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$

Відповідно до цього сірка може утворювати сполуки за рахунок двох, чотирьох і шести неспарених електронів, тобто виявляти такі ступені окислення: 2-, 0, 2+, 4+, 6+.


Характеристика найважливіших сполук сірки наведена в табл. 2.

Сірка типовий неметал, який поступається електронегативністю тільки галогенам, кисню та азоту і тому окислюється ними:



Як окисник сірка при підвищеній температурі взаємодіє з металами і воднем. Наприклад, $Zn + S \rightleftharpoons ZnS$

Таблиця 2. Характеристика найважливіших сполук сірки

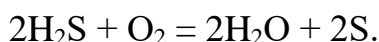
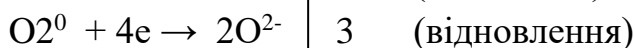
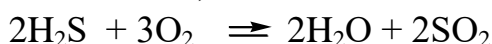
Ступені окислення сірки	2-	0	2+	4+	6+
Сполуки	H_2S, CuS	S	SO	SO_2, H_2SO_3	SO_3, H_2SO_4
Назва відповідних кислот і солей	Сірко-воднева кислота, Сульфіди	-	-	Сірчиста кислота, сульфіти	Сірчана кислота, сульфати
Хімічні властивості	Тільки Відновник	Властивості окисника і відновника	Нестійкий	Переважають відновні властивості над окисними	Тільки окисник
					Посилення кислотних властивостей

Сірководень (H_2S) – газ, утворюється в природі при дії гнильних бактерій на сірковмісні білки, тому його запах асоціюється з запахом тухлих яєць. Вдихання чистого сірководню може призвести до миттєвої смерті; навіть його 0,01%-й вміст у повітрі небезпечний для людини.

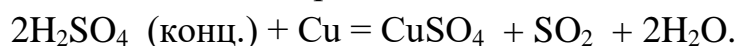
Водний розчин H_2S – це слабка двохосновна кислота, тому існують кислі й середні солі (сульфіди і гідросульфід):



H_2S – сильний відновник. На повітрі горить з утворенням SO_2 або S (при недостатчі кисню):

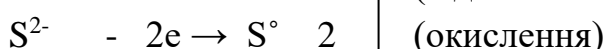
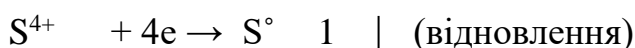
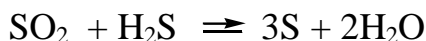
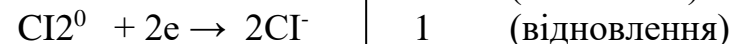
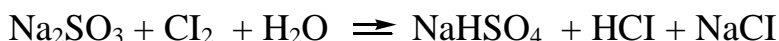


Діоксид сірки (SO_2) – сірчистий газ, який одержують при горінні сірки, обпалюванні сульфідів і відновленні сірчаної кислоти: $\text{S} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2$.



Водний розчин SO_2 називається сірчистою кислотою, яка в безводному стані невідома. Розчин H_2SO_3 є кислотою середньої сили і може утворювати кислі й середні солі. Солі сірчистої кислоти при дії на них сильних кислот розпадаються з виділенням SO_2 , на цьому засноване одержання діоксиду сірки в лабораторії: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Проміжний ступінь окислення в сполуках сірки (IV) зумовлює їх окисно-відновну двоїстість:

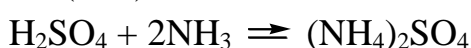
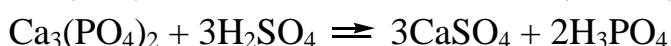


SO_2 застосовується для обкурювання підвалів, погребів з метою боротьби з плісневими грибками. Гідросульфит кальцію $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ разом з сірчистою кислотою використовується для сульфитації – одного із способів консервування ніжних плодів і овочів.

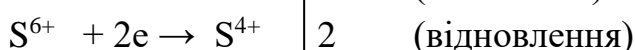
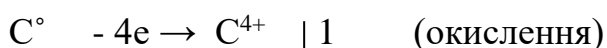
Триоксид сірки (SO₃) – сірчаний ангідрид. У промисловості одержують окисленням SO₂ в присутності каталізатора (Pt): $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$.

За рахунок взаємодії SO₃ з водою або розведеною сірчаною кислотою одержують сірчану кислоту : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$.

Сильні кислотні властивості розчинів H₂SO₄ є основою для її використання у виробництві мінеральних добрив (суперфосфату простого і подвійного, сульфату амонію):



Концентрована H₂SO₄ - сильний окисник. Неметали окислюються нею до своїх оксидів, а сама H₂SO₄ відновлюється до SO₂:



Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Добування кисню

У суху пробірку насипати приблизно 0,5 г кристалічного KMnO₄. Закріпити пробірку вертикально в лапці штатива, обережно нагріти у полум'ї пальника. Як виявити виділення кисню? Написати рівняння реакції розкладу KMnO₄.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Добування кисню

Провести аналогічний до попередніх дослід з бертолетовою сіллю. Коли сіль при нагріванні розплавиться, зробити пробу на виділення O₂ тліючою скіпкою. Чи інтенсивно виділяється кисень? Відставити пальник, вкинути у пробірку з KClO₃ маленьку щіпку MnO₂. Швидко зробити пробу на виділення кисню. Порівняти інтенсивність виділення O₂ до і після додавання MnO₂. Яку роль відіграє в цій реакції MnO₂?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Окисні властивості H_2O_2

У пробірку внести 5 крапель розчину KI і 3 краплі розчину H_2O_2 . Чи змінився колір розчину? Яка відбулася реакція? Випробувати розчин на наявність йоду за допомогою 1-2 крапель розчину крохмалю.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Окисні властивості H_2O_2 .

У пробірку з 3-5 краплями розчину $Pb(NO_3)_2$ додати 2-3 краплі розчину Na_2S . Чорний осад PbS що утворився обробити 3 краплями 3% розчину H_2O_2 . Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Відновні властивості H_2O_2

У пробірку взяти 1-2 краплі розчину $KMnO_4$, підкислити його H_2SO_4 , додати 5-6 крапель розчину H_2O_2 . Чи змінився колір розчину? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Окиснення сірки азотною кислотою. (Під тягою!)

Налити у пробірку 0,5÷1,0 мл концентрованої HNO_3 і додати невелику кількість порошку сірки. Пробірку помістити на водяну баню і нагріти до кипіння. Спостерігати поступове розчинення сірки. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Відновні властивості H_2S . (Під тягою!)

Налити у 3 пробірки по 1÷2 мл сірководневої води і додати по краплям: у першу пробірку хлорної води, у другу - бромної води, у третю - концентрованої азотної кислоти. У всіх трьох пробірках утворюється вільна сірка у вигляді білої каламуті. Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Добування і розчинність оксиду сірки (IV). (Під тягою!)

Насипати у пробірку біля 2 г кристалічного Na_2SO_3 , долити 3-5 мл 40% розчину H_2SO_4 і закрити пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Якщо реакція відбувається повільно, пробірку треба трохи підігріти. Сірчистий газ що виділяється пропускати в другу пробірку з водою. Одержаний розчин сірчистої кислоти використати у послідуєчих дослідах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Відновні властивості сірчистої кислоти та її солей. (Під тягою!)

Помістити у п'ять пробірок по 5-8 крапель розчину Na_2SO_3 і додати по 5-8 крапель розчину сірчаної кислоти, а далі по 3-5 крапель: у 1 пробірку - бромної води, у 2 - йодної води, у 3 - розчину $KMnO_4$, у 4 - розчину $K_2Cr_2O_7$, у 5 - 1÷2 краплі H_2O_2 . Що спостерігається? Теж саме виконати, взявши замість сірчистої кислоти розчин сульфїту натрію.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. *Окисні властивості сірчистої кислоти. (Під тягою!)*

Помістити у пробірку 5÷8 крапель сірчистої кислоти і додати таку ж кількість сірководневої води. Спостерігати утворення каламуті вільної сірки. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. *Нестійкість тіосірчаної кислоти.*

До 5 краплин розчину тіосульфату натрію додати рівний об'єм розчину хлористоводневої кислоти. Чим пояснити появу каламуті? Зобразити графічну формулу тіосульфату натрію. Написати рівняння реакції, для якої потрібно скласти електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. *Відновні властивості тіосульфату натрію. (Під тягою!)*

Налити у пробірку 2-3 мл дистильованої води, розчинити в ній невелику кількість тіосульфату натрію. Розчин розділити на 2 пробірки. Додати в одну з них декілька краплин хлорної води і переконатися в тому, що запах хлору зник. Довести наявність іонів SO_4^{2-} у розчині за допомогою розчину BaCl_2 .

До розчину у 2-й пробірці додати 2-3 краплини розчину крохмалю, а далі 3÷5 краплин йодної води і спостерігати за знебарвленням розчину йоду. Написати рівняння реакцій, враховуючи, що йод окислює $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до тетратіонату натрію $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. *Взаємодія сірчаної кислоти з цинком. (Під тягою!)*

Помістити у дві пробірки по одному шматочку металічного цинку, далі додати у 1 пробірку декілька краплин розведеної, а у 2 - концентрованої сірчаної кислоти. У 1-й пробірці реакція відбувається енергійно з виділенням газу. Чи має запах цей газ? Зверніть увагу на те, що у концентрованій сірчаній кислоті цинк майже не розчиняється. Трохи підігрійте пробірку і спостерігайте за перебігом реакції. Чи має запах газ що виділяється? (Обережно!) Підігріти пробірку сильніше і спостерігати за утворенням у розчині каламуті сірки.

Написати рівняння реакцій, враховуючи, що концентрована сірчана кислота в залежності від температури може відновлюватися цинком до оксиду сірки (IV), вільної сірки та сірководню.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи:

1. $\text{H}_2\text{Se} + \text{O}_2 \rightarrow$
2. $\text{H}_2\text{S} + \text{PbO}_2 \rightarrow$
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
4. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
5. $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
6. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
7. $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
8. $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
9. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
11. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
13. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
14. $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

15. $KI + O_3 + H_2O \rightarrow$
16. $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
17. $Na_2O_2 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow$
18. $H_2SeO_3 + HClO_3 \rightarrow$
19. $O_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow$
20. $H_2SO_3 + H_2CrO_4 \rightarrow$

Питання для самоперевірки

1. Скільки електронів у атома Сульфуру на зовнішньому енергетичному рівні і скільки із них валентних?
2. Показати всі можливі ступені окиснення сірки в сполуках. При яких ступенях окиснення сірка має двоякі окисні та відновні властивості?
3. Чи можна для одержання сірководню використати реакції взаємодії сульфідів з азотною кислотою; оцтовою кислотою?
4. Скласти рівняння реакцій одержання сульфідів двома різними способами.
5. Чи можна для осушення сірчистого газу використати концентровану сірчану кислоту, луг?
6. Пояснити різницю в окисних властивостях розчинів сірчаної кислоти концентрованої і розведеної. Порівняти продукти взаємодії розведеної і концентрованої сірчаної кислоти з цинком.
7. Визначити ступені окислення кисню і сірки в таких сполуках:
 $O_2, O_3, CaO, BaO, OF_2, S_8, FeS, S_2Cl_2, SO_2, K_2SO_4, Na_2SO_3, SO_3, Al_2(SO_4)_3$.
8. В яких випадках кисень виявляє властивості відновника?
9. Чому сірководень не може бути окисником?
10. Скласти рівняння реакцій одержання сірчаної кислоти, дотримуючись такого ряду перетворень:
 $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
11. Скласти рівняння реакцій відповідно до ряду перетворень:
 $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow CaSO_4$.

Лабораторна робота 11. Хімія сполук елементів головної підгрупи V групи (азот і фосфор)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) значення азоту і фосфору як біогенних елементів;
- 2) кругообіг азоту в природі (мінеральні добрива – ґрунт – амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти рослин – тварини – ґрунт);
- 3) особливості будови атомів елементів V групи;
- 4) типи хімічних зв'язків у сполуках азоту і фосфору;
- 5) формули оксидів азоту і фосфору та їх найважливіших кислот;
- 6) аміак, його властивості, одержання і застосування;
- 7) хімічні властивості азотної та фосфорної кислот.

Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули азоту і фосфору;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення азоту і фосфору;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують кислотні властивості оксидів;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших азотних і фосфорних добрив;
- 5) складати рівняння, які підтверджують сильні окисні властивості азотної кислоти.

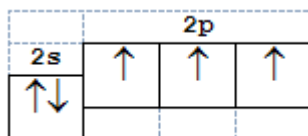
Про що треба мати уявлення:

- 1) поліфосфати і циклофосфати, їх будову і перспективи використання;

Загальні питання

Азот ${}^{14,007}_{7}\text{N}$.

Елемент другого періоду головної підгрупи V групи періодичної системи Д.І. Менделєєва. Електронна формула $1s^22s^22p^3$. На основі графічного зображення зовнішнього енергетичного рівня ($2s^22p^3$) для азоту можливі такі валентні стани і ступені окислення:



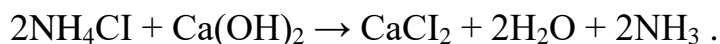
Валентність III (за рахунок трьох неспарених електронів 2p-підрівня).

Валентність може бути IV (три – за рахунок неспарених 2p-електронів,

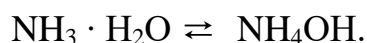
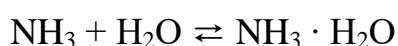
а четвертий зв'язок – за донорно-акцепторним механізмом з використанням 2s-електронів.) Ступені окислення 3-, 2-, 1-, 0, 1+, 2+, 3+, 4+, 5+.

Азот – типовий неметал, електронегативністю (3, 0) поступається лише фтору і кисню. В табл.9 наведені найпоширеніші сполуки азоту різних ступенів окислення (від 3- до 5+).

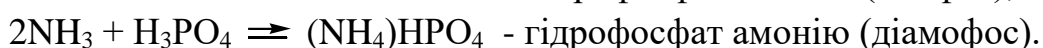
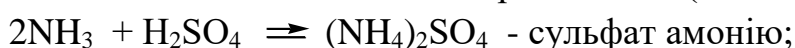
Аміак (NH₃) – безбарвний газ з різким запахом. У лабораторії можна одержати нагріванням NH₄Cl з гідроксидом кальцію:



Виявляючи в реакціях основні властивості, аміак може реагувати з водою і з кислотами. Добре розчиняючись у воді (31% при 20°C), він практично не утворює гідроксиду NH₄OH, а з'єднується з H₂O за допомогою водневого зв'язку:



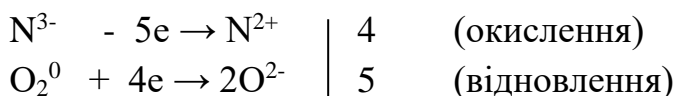
Взаємодією аміаку з кислотами одержують такі цінні добрива:



Таблиця 3. Характеристика найважливіших сполук азоту

Ступені окислення азоту в сполуках	3-	2-	1-	0	1+	2+	3+	4+	5+
Сполуки азоту	NH ₃ (NH ₄ ⁺)	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO (N ₂ O ₂)	N ₂ O ₃	NO ₂ (N ₂ O ₄)	N ₂ O ₅
Властивості в реакціях, які відбуваються без зміни ступеня окислення	Основні; протоноакцептор	Основні; протоноакцептор	Слабка основа	Малоактивний	Індиферентні оксиди	Кислотні оксиди			
						HNO ₂	HNO ₂ + HNO ₃	HNO ₃	
Властивості в реакціях, які відбуваються зі зміною ступеня окислення	Тільки відновник	Переважають відновні властивості над окисними		Окисник; по відношенню до F ₂ і O ₂ відновник	Окисники та відновники (залежно від умов реакції)			Тільки окисник	

Окислюючи аміак, одержують оксид азоту (NO), який використовують як проміжний продукт у виробництві HNO₃:



Оксид азоту (III) і азотиста кислота.

Оксид азоту (III) є ангідридом азотистої кислоти: $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HNO}_2$.

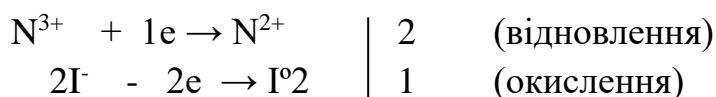
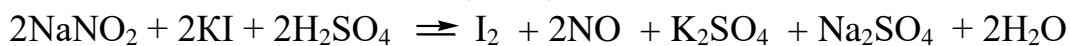
Як кислотний оксид він реагує з лугами: $\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Азотиста кислота (HNO₂) дисоціює з утворенням іонів водню:



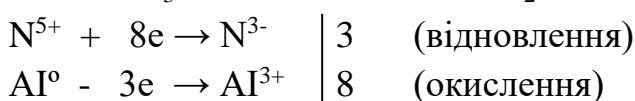
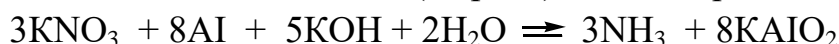
При її нагріванні, а також дії сильних кислот відбувається процес диспропорціонування: $3\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

Азотиста кислота та її солі можуть бути відновниками і окисниками:



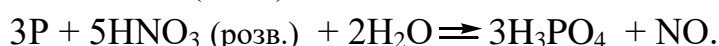
Оксид азоту (V) і азотна кислота.

Азотна кислота та її солі (нітрати) мають виражені окисні властивості:



Особливість азотної кислоти полягає в тому, що вона взаємодіє з багатьма металами і неметалами, окислюючи їх. При цьому завжди відбувається відновлення N (5+) , а не H (1+). Як правило, серед продуктів відновлення переважають NO і NO₂ . Активні метали (Mg , Zn , Ca та інші) відновлюють розведену HNO₃ до N₂ і до NH₄NO₃.

При цьому одночасно може виділятися кілька продуктів відновлення N (5+). Проте запис рівнянь таких реакцій, як правило, умовний і в продуктах указують одну сполуку (NO₂, NO, N₂ або NH₃), яка утворюється в більшій кількості:

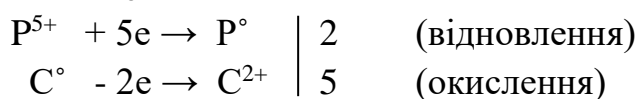
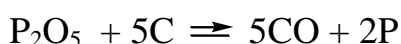
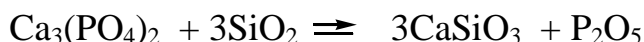


Найбільше практичне значення мають солі азотної кислоти – нітрати натрію, калію, амонію, кальцію. Їх називають селітрами і у великих кількостях використовують як добрива.

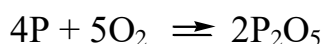
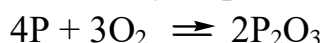
Фосфор $^{30,974}_{15}P$. Електронна формула фосфору $1s^22s^22p^63s^23p^33d^0$.

Конфігурація зовнішнього електронного шару атома фосфору: $3s^23p^33d^0$. На відміну від атома азоту атом фосфору має вакантні d-орбіталі, що дає змогу йому переходити в збуджений стан при “розпаровуванні” 3s-електронів. Відповідно до сучасних уявлень для атома фосфору типові такі ступені окислення: 3-, 0, 3+, 5+. У табл. 4 наведені найпоширеніші сполуки фосфору.

Фосфор одержують з природних фосфатів відновленням вугіллям парів P_2O_5 , які виділяються з розплаву (при 1500 °C) за реакцією:



За хімічними властивостями фосфор поводить себе як типовий неметал. Він реагує з киснем, утворюючи кислотні оксиди:

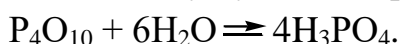


Таблиця 4. Характеристика найважливіших сполук фосфору

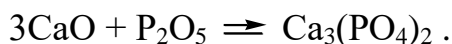
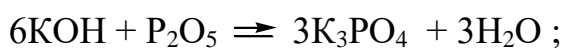
Ступені окислення фосфору в сполуках	3-	0	1+	3+	5+
Сполуки фосфору	PH_3	P (P_2, P_4, P_n)	H_3PO_2	P_2O_3, H_3PO_3	$P_2O_5,$ $H_3PO_4,$ $HPO_3,$ $H_4P_2O_7$
Хімічні властивості	Тільки відновник	Окисник і відновник	Фосфорнуватиста кислота, сильний відновник	Фосфориста кислота, відновник	Фосфорний ангідрид і фосфорні кислоти, тільки окисники

Оксид фосфору (V), фосфорна кислота, фосфати.

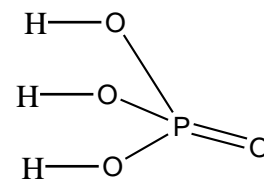
P_2O_5 (P_4O_{10}) – білий порошок, дуже гігроскопічний, є найефективнішим агентом для висушування. При взаємодії з водою утворює фосфорну кислоту:



Кислотні властивості P_2O_5 виявляються у здатності його взаємодіяти з гідроксидами і основними оксидами:

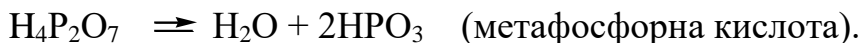
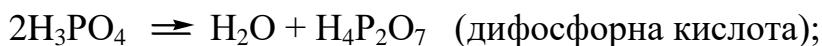


Ортофосфорна кислота H_3PO_4 – триосновна:



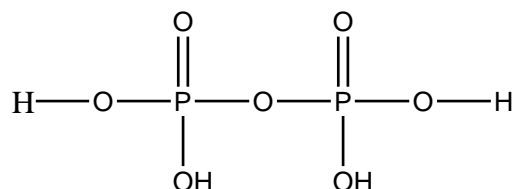
При нагріванні відбувається зневоднення ортофосфорної

кислоти і утворення циклічних або лінійних поліфосфорних кислот, серед яких найбільше значення мають дифосфорна і метафосфорна:



Метафосфорна кислота в дійсності являє собою неорганічний полімер циклічної будови, найчастіше з три- і чотириланцюжковими кільцями: $(HPO_3)_3$ і $(HPO_3)_4$.

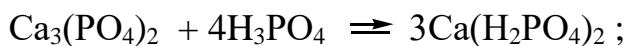
Дифосфорна кислота та інші конденсовані фосфорні кислоти такої ж структури є лінійними неорганічними полімерами:



В умовах виробництва фосфорних добрив екстракційну фосфорну кислоту одержують дією сірчаної кислоти на $Ca_3(PO_4)_2$, який входить до складу природних фосфоритів і апатитів: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightleftharpoons 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$.

Фосфорна кислота утворює одно-, дво- і тризаміщені солі. Наприклад, NaH_2PO_4 - дигідрофосфат натрію, Na_2HPO_4 - гідрофосфат натрію, Na_3PO_4 - фосфат натрію.

Здатність фосфорної кислоти взаємодіяти з металами, основними оксидами, гідроксидами і солями слабких кислот використовується в промисловості для одержання мінеральних добрив:



(реально одержують $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ – подвійний суперфосфат.)

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightleftharpoons Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$ - одержання простого суперфосфату. Реальний склад простого суперфосфату: $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + 2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]$.

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Добування азоту

У пробірку помістити приблизно 1 г кристалічного NaNO_2 і додати 3-4 мл насиченого розчину NH_4Cl . Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою і обережно нагріти. Описати, що відбувається і скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Добування аміаку і вивчення його властивостей

А. У суху пробірку з газовідвідною трубкою внести приблизно 3 г розтертої суміші (1:1) кристалічного хлориду амонію і сухого гідроксиду кальцію. На другий кінець трубки надіти суху пробірку і нагріти пробірку з сумішшю. Піднести до кінця газовідвідної трубки рожевий лакмусовий папірець, змочений водою і пояснити зміну його забарвлення

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. У пробірку внести 10 крапель розчину солі амонію і додати 10 крапель розчину лугу NaOH або KOH . Нагріти суміш у пробірці на водяній бані. Встановити за запахом який газ виділяється. Піднести до отвору пробірки лакмусовий папірець, змочений дистильованою водою і пояснити чому змінюється колір індикатора.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Властивості водного розчину аміаку

А. На предметне скло нанести 2-3 краплі водного розчину аміаку, додати 1 краплю розчину фенолфталеїну. Про які властивості розчину аміаку свідчить забарвлення індикатора.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. У пробірку внести 2-3 краплі водного розчину аміаку і додати таку ж кількість розчину сульфату заліза (II). Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. *Якісна реакція на йон амонію*

Внести у пробірку 5-6 крапель розчину хлориду амонію, додати 3-4 краплі розчину гідроксиду натрію і підігріти. Над пробіркою не торкаючись її стінок, потримати змочений водою рожевий лакмусовий папірець. Що спостерігається? Який газ виділяється? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. *Одержання оксиду азоту (II) і вивчення його властивостей*

У пробірку насипати дрібку мідних стружок і налити 1-2 мл розведеної азотної кислоти. Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою і обережно підігріти. Зібрати газ що виділився над водою у другу пробірку. Наповнену газом пробірку закрити пальцем і вийняти із води. Звернути увагу на колір газу. Написати рівняння реакції. Відкрити пробірку і спостерігати зміну забарвлення газу. В ту ж пробірку налити води, збовтати. Середовище розчину випробувати лакмусом. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. *Одержання оксиду азоту (IV) і вивчення його властивостей (під тягою!).*

У пробірку внести дрібку мідних стружок і додати невелику кількість концентрованої азотної кислоти. Зібрати газ, що виділяється, у пробірку. У пробірку з оксидом азоту (IV) налити 1 мл води і збовтати. Випробувати розчин лакмусом. Написати рівняння реакції оксиду азоту (IV) з водою.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Одержання азотистої кислоти

У пробірку внести щіпку кристалічного нітриту натрію або калію, додати 1-2 мл води і 5-10 крапель розведеної сірчаної кислоти. Відмітити колір розчину і колір газу над ним. Пояснити яка речовина надає забарвлення розчину, який склад газу? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Окисні і відновні властивості азотистої кислоти (нітритів).

А. Налити у пробірку 3-5 крапель розчину KI, підкислити його 1-2 краплями розведеної H_2SO_4 і далі додати 2-3 краплі розчину $NaNO_2$. Пояснити зміну забарвлення розчину. Які властивості виявляє $NaNO_2$ у цій реакції? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Налити у пробірку 1-2 краплі розчину $KMnO_4$, підкислити його 1-2 краплями розчину H_2SO_4 і додати 5-7 крапель розчину $NaNO_2$. Які властивості виявляє у цій реакції $NaNO_2$? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Окисні властивості азотної кислоти. (під тягою).

А. Дія концентрованої азотної кислоти на метали. В одну пробірку помістити гранулу цинку, у другу шматок стружки міді, додати у кожен з них по декілька краплин концентрованої азотної кислоти. Який виділяється газ? Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Дія розведеної азотної кислоти на метали. Помістити у пробірку дрібку магнію і додати декілька краплин сильно розведеної азотної кислоти, збовтати на протязі декількох хвилин, далі злити розчин і довести наявність у ньому іонів NH_4^+ . Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. Розкладання нітратів при нагріванні

Взяти дві пробірки, у одну з них помістити декілька кристаликів нітрату натрію (NaNO_3), у другу - нітрату міді ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$). По черзі сильно нагріти кожен із пробірок. У кожен пробірку внести тліючу скіпку. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. Вивчення якісних реакцій на йони фосфорних кислот

А. До 3-5 крапель розчину молібденової рідини додати 5-6 крапель розчину H_3PO_4 або її солі. Суміш нагріти на водяній бані. Що спостерігається, який вид і колір має осад?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. До 3-5 крапель розчину гідрофосфату натрію додати 2-3 краплі AgNO_3 . Який вид і колір осаду, що утворився? Як відноситься цей осад до дії HNO_3 ? Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В. До декількох крапель розчинів мета- і пірофосфатів натрію в окремих пробірках додати по декілька крапель розчину AgNO_3 . Випробувати відношення осадів до розчину HNO_3 . Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Г. Взяти по декілька крапель розчину яєчного білка у воді в двох пробірках і додати: у першу пробірку декілька крапель розчину метафосфату натрію, у другу - стільки ж пірофосфату натрію, далі у кожен пробірку додати декілька крапель розчину CH_3COOH . У пробірці із метафосфатом натрію спостерігається скіпання білка. На підставі виконаних дослідів зробити висновок про те, як можна відрізнити між собою йони фосфорних кислот PO_4^{3-} , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, PO_3^- .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. Одержання фосфорних кислот (Під тягою!)

А. Одержання фосфорних кислот із оксиду фосфору (V). Дрібку порошку P_2O_5 внести у пробірку, додати 2-3 мл холодної дистильованої води. Коли розчин стане прозорим, відлити 1-1,5 мл у другу пробірку, нейтралізувати цю частину розчину до слабокислої реакції (контроль по лакмусовому папірцю) додаючи по краплям розчин соди. Довести яка кислота утворилася в результаті дослідів. Написати рівняння реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

До частини розчину кислоти, що залишився у першій пробірці, додати 3-4 мл води і 0,5-1 мл концентрованої HNO_3 і суміш нагрівати 10 хвилин на водяній бані. Відлити половину цього розчину у вільну пробірку, додати 5-6 крапель молібденової рідини і нагрівати ще 5 хвилин на водяній бані. Записати спостереження, дати пояснення реакціям, які відбулися, і скласти необхідні рівняння.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Одержання ортофосфорної кислоти окисненням червоного фосфору. Крихту червоного фосфору нагріти у фарфоровій чашці з 4-5 мл концентрованої HNO_3 . Якщо фосфор прореагував не весь, додати ще трошки HNO_3 . Частину розчину, що утворився, відлити в окрему пробірку, додати туди 5-6 крапель

молібденової рідини і нагріти на водяній бані на протязі 5 хвилин. Яка кислота утворилася в результаті досліду. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. Гідроліз солей ортофосфорної кислоти

У 3 пробірки налити по 1-1,5 мл дистильованої води. Розчинити по декілька кристаликів: у першій пробірці - фосфату натрію Na_3PO_4 , у другій - гідрофосфату натрію Na_2HPO_4 , у третій - дигідрофосфату натрію NaH_2PO_4 . За допомогою універсальних індикаторних папірців виміряти рН розчинів у кожній пробірці. Пояснити характер зміни рН у всіх випадках. Написати відповідні реакції у молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 14. Розчинність кальцієвих солей ортофосфорної кислоти

У три пробірки з 5-6 краплями розчину CaCl_2 додати таку ж кількість розчинів: у першу - Na_3PO_4 , у другу - Na_2HPO_4 , у третю - NaH_2PO_4 . Спостерігати утворення осадів у перших двох пробірках. Пояснити, чому у третій пробірці осад не утворився. Додати у першу та другу пробірки по 5-6 крапель розчину HCl

і слідкувати за розчиненням осадів. В якій пробірці осад розчиняється швидше і чому? Написати рівняння всіх реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи:

1. $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$
2. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t}$
3. $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{N}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
6. $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow$
7. $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8. $\text{FeSO}_4 + \text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

9. $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10. $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
11. $\text{FeSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
12. $\text{HNO}_3 + \text{P} \rightarrow$
13. $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{Ag} \rightarrow$
14. $\text{HNO}_{3(\text{розв.})} + \text{Ca} \rightarrow$
15. $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16. $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
17. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
18. $\text{PH}_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow$
19. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
20. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Питання для самоперевірки

1. Чи можна вважати азот поширеним елементом на Землі? Які природні сполуки азоту вам відомі?
2. Охарактеризувати положення азоту в періодичній системі Д.І.Менделєєва та будову його атома.
3. Скласти електронну формулу атома азоту. З точки зору електронної будови атома розглянути можливі валентні стани та ступені окиснення азоту. Як можна пояснити невисоку реакційну здатність азоту?

4. Чому кількість азоту і кисню в повітрі залишаються незмінними, хоча ці речовини можуть реагувати одна з одною?
5. Скласти рівняння реакцій одержання азоту шляхом відновлення нітратів; шляхом окиснення аміаку.
6. Навести приклади реакцій, у яких NH_3 виявляє відновні властивості.
7. Чому під час реакції нітроген(IV) оксиду утворюється дві кислоти? Складіть відповідне рівняння реакції.
8. Навести приклади рівнянь реакцій, що характеризують властивості азотистої кислоти і нітритів.
9. Написати рівняння реакцій, що характеризують взаємодію HNO_3 з металами. Як змінюється окисна активність азотної кислоти в залежності від її концентрації?
10. Складіть щонайменше чотири неоднотипні рівняння реакцій добування нітрату магнію.
11. Чи можна шляхом взаємодії нітратної кислоти з металами одержати будь який один оксид азоту?
12. Чому нітрат амонію вважають добривом, яке підкислює ґрунт? Доведіть це за допомогою реакції гідролізу солі.
13. У якій селітрі міститься найбільше азоту: чилійській, індійській, норвезькій чи аміачній? Відповідь мотивуйте.
14. Чи можна вважати фосфор поширеним елементом на Землі? Чи зустрічається він в природі у вільному стані?
15. Які природні сполуки фосфору вам відомі?
16. Охарактеризувати положення фосфору в періодичній системі Д.І.Менделєєва та будову його атома.
17. Скласти електронну формулу атома фосфору. З точки зору електронної будови атома розглянути можливі валентні стани та ступені окиснення фосфору. У чому різниця між атомами фосфору і азоту?
18. Зобразити графічні формули оксидів фосфору (III) і (V). Які їх хімічні властивості?
19. Скласти рівняння гідролізу середнього та гідрофосфатів калію. Пояснити чому у цих двох випадках продуктами є різні сполуки.

Лабораторна робота 12. Хімія сполук елементів головної підгрупи IV групи (Карбон, Силіцій, Станум і Плюмбум)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) значення вуглецю і кремнію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів IV групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках вуглецю і кремнію;
- 4) формули оксидів вуглецю і кремнію та їх найважливіших кислот;
- 5) хімічні властивості сполук вуглецю, кремнію, олова і свинцю.

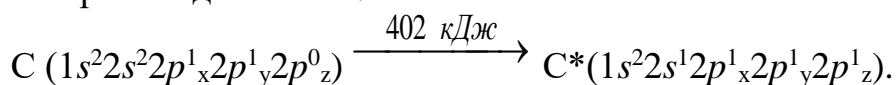
Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули вуглецю, кремнію, олова і свинцю;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення C, Si, Sn, Pb;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук вуглецю, кремнію, олова і свинцю;
- 5) складати рівняння, які підтверджують амфотерні властивості сполук олова і свинцю.

Загальні питання

Карбон (Вуглець) у нормальному не збудженому стані має таку електронну будову атома: $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1 2p^0$. Наявність двох неспарених електронів обумовлює їх участь в утворенні ковалентних зв'язків і ступінь його окислення 2+.

Але валентність 2 для вуглецю не характерна оскільки легко відбувається перехід атома у збуджений стан, де його валентність дорівнює чотирьом, а ступінь окислення зростає до 4- і 4+ :



Енергія збудження атома вуглецю компенсується енергією утворення більшого числа хімічних зв'язків.

Атом вуглецю у збудженому стані має чотири неспарених електронів і у зовнішньому електронному шарі відсутні як вільні орбіталі, так і неподільні електронні пари (лише для водню характерний стан атома, що має аналогічні особливості).

У переважній більшості сполук вуглець чотиривалентний. Його можливі ступені окислення 4-; 2+; 4+.

У звичайних умовах вуглець надто інертний і вступає в реакції тільки з дуже сильними окисниками. При нагріванні його хімічна активність зростає.

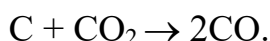
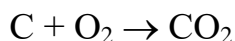
Для вуглецю відомо декілька кисневих сполук серед яких найважливіші CO і CO₂.

В лабораторних умовах CO одержують з мурашиної кислоти, діючи на неї концентрованою сірчаною кислотою при нагріванні:



Сірчана кислота в цій реакції виконує роль водовідбираючого засобу.

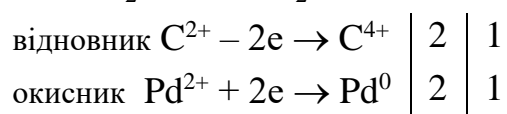
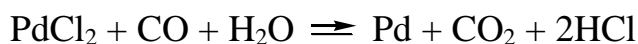
Оксид вуглецю(II) утворюється також в результаті згоряння вугілля при нестачі кисню і дуже високій температурі у спеціальних генераторних печах:



Кінцевим продуктом цього процесу є суміш CO з азотом повітря, яка має назву *генераторний газ*.

Оксид вуглецю(II) — несолетворний оксид, не взаємодіє з водою, лугами, кислотами.

У лабораторній практиці CO використовують для відновлення малоактивних металів навіть у водних розчинах при звичайних умовах:



Оксид вуглецю(II) дуже отруйна речовина. Повітря, де міститься 0,1% CO, — смертельно небезпечне. Отруйна дія CO обумовлена тим, що подібно кисню він з'єднується з гемоглобіном крові, перетворюючи його в карбоксигемоглобін. При цьому гемоглобін втрачає здатність поглинати кисень і людина гине від кисневої нестачі. Основною протиотрутою є свіже повітря.

Оксид вуглецю(IV) — при звичайних умовах безбарвний газ, у 1,5 рази важчий за повітря, а тому його можна переливати як рідину з однієї посудини у другу. Маса 1 дм³ CO₂ при нормальних умовах — 1,98 г, розчинність у воді невелика — 1 об'єм води при 20 °C розчиняє 0,88 об'єму CO₂.

При охолодженні під тиском CO₂ переходить у рідкий стан. Випаровування рідкого CO₂ призводить до охолодження і утворення твердого оксиду вуглецю(IV), відомого під назвою "сухий лід". При -78 °C твердий CO₂ сублимується, не переходячи у рідкий стан.

CO₂ — постійно утворюється в природі при окисленні органічних речовин (гниття рослинних і тваринних залишків, дихання, спалювання палива). У

великих кількостях він виділяється із вулканічних тріщин та з вод мінеральних джерел.

В лабораторних умовах CO_2 добувають дією на мрамур соляною кислотою:
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

У промисловості великі кількості оксиду вуглецю(IV) одержують при обпалюванні вапняку:
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$.

CO_2 — кислотний оксид, ангідрид вугільної кислоти, взаємодіє з водою, основними оксидами, лугами, аміаком. Розчин CO_2 у воді кислуватий на смак, має слабокислу реакцію. Взаємодія з водою, тобто кислотоутворююча здатність, у CO_2 виражена слабо і рівновага: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$, сильно зміщена уліво. Тільки одна молекула з 600 перетворюється у водних розчинах на H_2CO_3 . Основна маса розчиненого у воді CO_2 залишається у молекулярному стані. Вугільна кислота H_2CO_3 може існувати тільки у розчинах. При нагріванні такого розчину CO_2 легко випаровується, рівновага утворення H_2CO_3 зміщується уліво і у кінці залишається чиста вода.

Вугільна кислота дуже слабка. В розчинах вона дисоціює двоступінчасто, головним чином на H^+ і HCO_3^- (I ступінь) і зовсім незначна кількість утворюється іонів CO_3^{2-} (II ступінь):



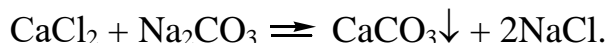
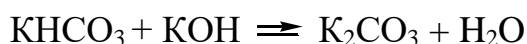
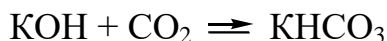
Константа дисоціації вугільної кислоти з урахуванням всієї кількості CO_2 у розчині за першим ступенем має таке значення:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

за другим ступенем $K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}$.

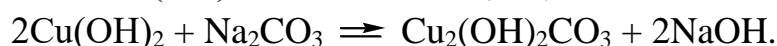
Вугільна кислота є двоосновною і тому утворює два типи солей — середні та кислі. Середні солі називаються *карбонатами*, кислі — *гідрокарбонатами*.

Солі вугільної кислоти можуть бути одержані при дії CO_2 на луки, або шляхом обмінних реакцій між розчинами солей вугільної кислоти і солями інших кислот:



Гідрокарбонати утворюються також при дії на карбонати вугільною кислотою (водним розчином CO_2):
 $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

При взаємодії із слабкими основами вугільна кислота у більшості випадків утворює основні солі: $2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

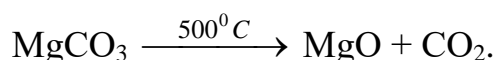


Добре розчинними у воді є карбонати та гідрокарбонати лужних металів і амонію. Деякі гідрокарбонати інших металів помірно розчинні у воді.

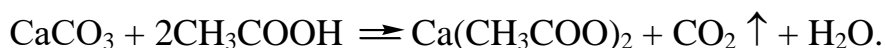
Карбонати та гідрокарбонати термічно нестійкі. При нагріванні гідрокарбонати переходять у карбонати:



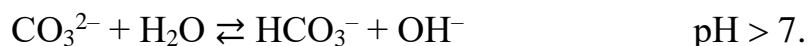
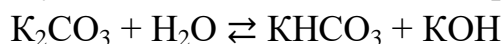
Розкладання карбонатів потребує більш високої температури:



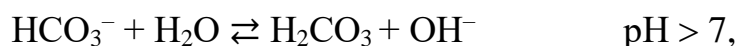
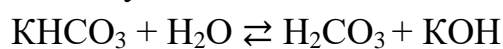
Розкладання карбонатів відбувається також під дією мінеральних і навіть слабких органічних кислот:



Розчини карбонатів лужних металів внаслідок гідролізу солей мають лужне середовище:



Гідроліз гідрокарбонатів відбувається слабкіше:



а тому значення рН їх водних розчинів менше, ніж для відповідних карбонатів, але все одно більше 7.

Одним із головних продуктів основної хімічної промисловості є *карбонат натрію* або *сода* Na_2CO_3 . У вигляді кристалогідрату сода відповідає формулі $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, але кристалізаційна вода легко вивітряється.

Окрім водневих і кисневих сполук вуглець утворює сполуки з сіркою, азотом, галогенами, металами.

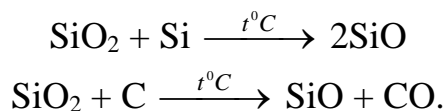
Силіцій (Кремній) — повний електронний аналог вуглецю. Його електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^0$, а тому у кремнію в утворенні зв'язків можуть приймати участь не лише $3s$ - і $3p$ -електрони, а й $3d$ -орбіталі. В цьому своєрідність властивостей кремнію у порівнянні з вуглецем у його здатності виявляти координаційне число 6 ($sp^3 d^2$ -гібридизація за рахунок двох $3d$ -орбіталей).

Найтиповіші ступені окислення кремнію $4+$ у сполуках з неметалами і $4-$ у сполуках з найактивнішими металами.

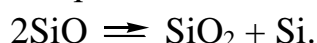
Сполуки кремнію. До типових бінарних сполук кремнію відносяться його сполуки з воднем, галогенами, киснем, вуглецем, сіркою, металами, а також кремнієві кислоти та їх численні солі.

Кисневі сполуки кремнію. До кисневих сполук кремнію відносяться оксиди кремнію SiO і SiO₂, кислоти H₂SiO₃ і H₄SiO₄ та їх численні солі.

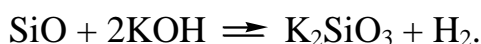
Оксид кремнію(II) SiO в природі не зустрічається, але його можна одержати за реакціями відновлення оксиду кремнію(IV):



SiO — нестійка сполука, яка при кімнатній температурі розкладається:



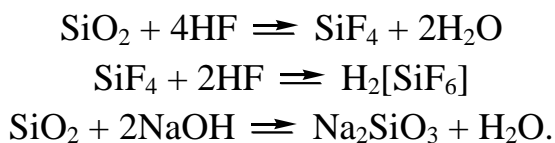
В хімічному відношенні цей оксид відноситься до індиферентних. В окисно-відновних реакціях він виявляє відновні властивості. Наприклад, взаємодіє з розчинами лугів з витісненням водню:



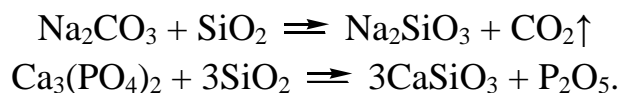
Оксид кремнію(IV) SiO₂ у природі трапляється у двох формах: кристалічній (кварц) та аморфній.

За звичайних умов полімерний SiO₂ хімічно інертний, майже нерозчинний у воді, але якщо воду нагріти під тиском до температури понад 100 °С, то його можна розчинити і з розчину одержати штучні монокристали.

SiO₂ розчиняється лише у плавиковій кислоті, з розчинами лугів реагує повільно, а з їх розплавами досить швидко:



Як нелеткий кислотний оксид, SiO₂ за високої температури здатний із солей витискати інші більш леткі ангідриди, наприклад:



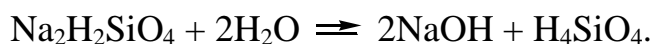
Цю здатність SiO₂ використовують, наприклад, у скловарінні для одержання *звичайного скла* шляхом сплавленням кварцового піску з вапняком та содою: $6\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{O}\cdot\text{CaO}\cdot 6\text{SiO}_2 + 2\text{CO}_2\uparrow$.

SiO₂ — ангідрид кремнієвих кислот, які за звичайних умов добувають з їхніх солей: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightleftharpoons 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ — *метакремнієва кислота*
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaCl} + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_4\text{SiO}_4$ — *ортокремнієва кислота*.

Метакремнієва кислота відноситься до надзвичайно слабких електролітів ($K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$). В розчині вона утворює золі або гелі з полімеризованими молекулами $(H_2SiO_3)_x$, тобто полікремнієву кислоту. Більшість природних силікатів, крім ортосилікатів з поодинокими аніонами $[SiO_4]^{4-}$, є похідними складних полікремнієвих кислот.

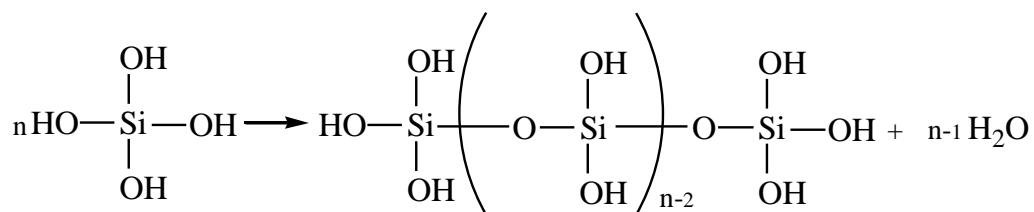
Переважає більшість солей метасилікатної кислоти не розчинна у воді за виключенням силікату натрію Na_2SiO_3 . Цю сіль називають *розчинним склом*, а її водні розчини — *рідким склом*.

Водні розчини силікату натрію внаслідок гідролізу мають дуже лужну реакцію і підвищену в'язкість через утворення полімерних форм ортокремнієвої кислоти (*силікатний клей*):



Ортокремнієва кислота може існувати у дуже розведених розчинах, достатньо розчинна у воді, але відноситься до дуже слабких електролітів ($K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$; $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$; $K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$).

У разі підвищення її концентрації або під час стояння — полімеризується:

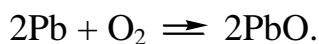


У такому ланцюговому полімері елементарною ланкою є H_2SiO_3 . Однак внаслідок подальшої конденсації за рахунок решти OH-груп можливе утворення розгалужених, сітчастих та об'ємних полімерів, і нарешті — полімеру SiO_2 . Ці полімери нерозчинні, драгледоподібні, не мають сталого складу і певної основності; їх позначають загальною формулою $(SiO_2)_x \cdot (H_2O)_y$. При $x > 1$, їм відповідають полісилікатні кислоти, похідними яких за хімічним складом можна вважати різноманітні природні силікатні мінерали — найпоширеніші складові земної кори.

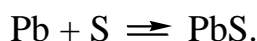
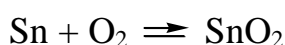
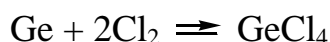
Германій, олово, свинець — елементи підгрупи германію, повні електронні аналоги з валентними ns^2np^2 електронами. Тому можна передбачити для них ступені окислення $-4, 0, +2, +4$. На відміну від вуглецю і кремнію на валентні підрівні Ge, Sn, Pb має вплив той факт, що вони формуються або після $(n-1)d^{10}$ -підрівня (Ge, Sn), або після $4f^{14}5d^{10}$ -підрівня у свинцю. Це спричиняє значне стиснення електронних орбіталей в атомах, екранування валентних електронів і як наслідок збільшення електронегативності германію у порівнянні з кремнієм. В свою чергу це утруднює перехід у збуджений стан $ns^2np^2 \rightarrow ns^1np^3$ і зменшує

участь *ns*-електронів в утворенні хімічних зв'язків. Внаслідок цього в ряду Ge — Sn — Pb спостерігається зменшення стійкості сполук з вищим ступенем окислення +4 і зростання її для сполук із ступенем окислення +2. Для германію більш характерна ступінь окислення +4, для свинцю — +2, а для олова ступені окислення +2 і +4 характерні приблизно однаково.

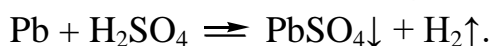
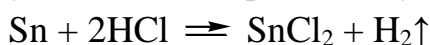
Посилення металічних ознак для простих речовин ряду Ge — Sn — Pb чітко спостерігається і у характері зміни їх хімічних властивостей. Так, в звичайних умовах Ge і Sn стійкі по відношенню до повітря і води, а свинець на повітрі окислюється:



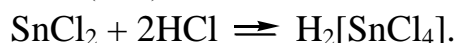
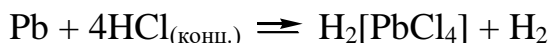
При підвищенні температури Ge, Sn і Pb взаємодіють з більшістю неметалів, утворюючи сполуки Ge(IV), Sn(IV) і Pb(II):



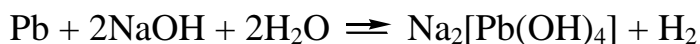
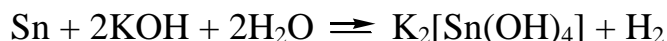
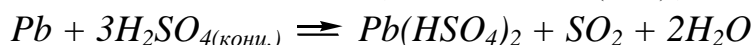
В ряду напруг Ge розміщується після водню, а Sn і Pb — безпосередньо перед ним, а тому Ge з розведеними кислотами типу HCl та H₂SO₄ не взаємодіє в той час як Sn і Pb вступають в такі реакції з утворення солей двовалентних елементів:



З концентрованою HCl свинець і олово реагують з утворенням розчинних хлорокомплексів:



Різниця в хімічній природі простих речовин ще в більшій мірі виявляється у їх відношенні до кислот-окислювачів (HNO₃, H₂SO_{4(конц.)}) та лугів:



Свинець у концентрованих H₂SO₄ та HNO₃ може погано розчинятися внаслідок утворення малорозчинних середніх солей. Германій з розчинами лугів реагує лише при наявності окислювача.

З активними металами (лужними, лужноземельними, магнієм) Sn і Pb утворюють інтерметалідні сполуки — *станіди*, *плюмбіди* — в яких вони мають ступінь окислення 4—. Стійкість їх зменшується в ряду: Mg₂Sn — Mg₂Pb.

З молекулярним воднем Sn і Pb безпосередньо не взаємодіють, але для них відомі водневі сполуки, які вважають *гідридами*. У ряду SiH₄ (силан) — GeH₄ (герман) — SnH₄ (станан) — PbH₄ (плюмбан) стійкість гідридів зменшується настільки, що хоча існування PbH₄ і доведено непрямим шляхом, але властивості його зовсім не вивчено.

При нагріванні гідридів вони розкладаються: $\text{SnH}_4 \xrightarrow{150^\circ\text{C}} \text{Sn} + 2\text{H}_2\uparrow$;

окислюються киснем: $\text{SnH}_4 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

знають гідролізу: $\text{SnH}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SnO}_3 + 4\text{H}_2$.

Кисневі сполуки олова і свинцю у вигляді оксидів, гідроксидів, солей цікаві як біогенні компоненти навколишнього середовища:

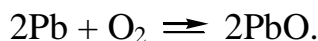
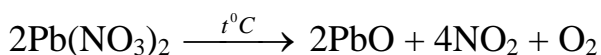
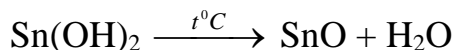
ступінь окислення 4+ — MeO₂, Me(OH)₄, MeO₃²⁻

ступінь окислення 2+ — MeO, Me(OH)₂, [Me(OH)₄]²⁻

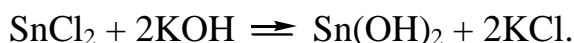
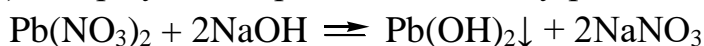
ступінь окислення 0 — Me (Sn, Pb)

Для ступеня окислення 2+ цих елементів відомі тверді оксиди (чорний SnO і жовто-червоний PbO — *свинцевий глет*), білі тверді аморфні гідроксиди Me(OH)₂, солі кисневмісних кислот (для олова нехарактерні, крім SnSO₄).

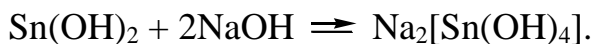
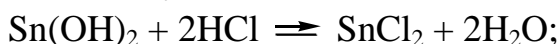
Оксиди Sn і Pb не розчинні у воді і можуть бути одержані або розкладанням більш складних сполук, або окисленням металів:



Гідроксиди Me(OH)₂ одержують за реакціями обміну розчинних солей цих металів з лугами:



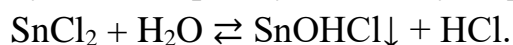
Оксиди і гідроксиди двовалентних олова і свинцю — амфотерні сполуки, що здатні реагувати з кислотами і лугами:



У ряду Ge(II) — Sn(II) — Pb(II) основні властивості кисневмісних сполук посилюються, а кислотні послаблюються. Так, для Pb(OH)₂ константи дисоціації за типом основи і кислоти мають такі значення:

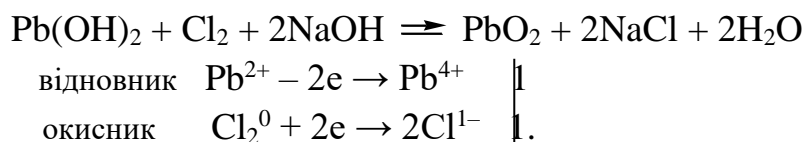
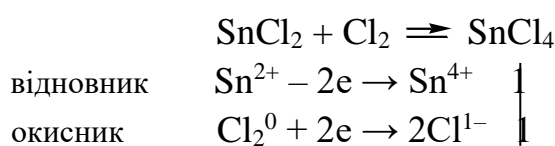
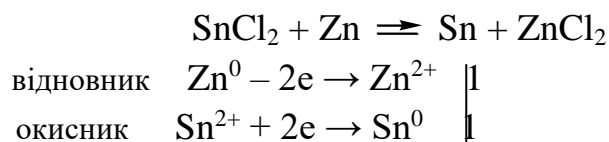
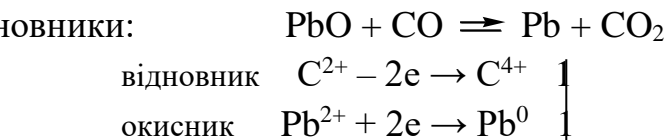


Розчинні солі двовалентних Sn і Pb у воді гідролізуються з утворенням малорозчинних гідроксолей:



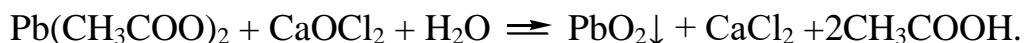
Більшість солей свинцю не розчинні у воді, зокрема сульфат PbSO_4 , хромат PbCrO_4 , бромід PbBr_2 , йодид PbI_2 , малорозчинний хлорид PbCl_2 . До розчинних відносяться нітрат $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, гексафторсилікат $\text{Pb}[\text{SiF}_6]$, ацетат $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, який має солодкий смак і назву *свинцевого цукру*.

В окисно-відновних реакціях сполуки Sn^{2+} та Pb^{2+} можуть виступати і як окисники, і як відновники:

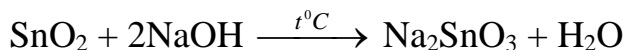


Сполукам $\text{Sn}(\text{IV})$ і $\text{Pb}(\text{IV})$ відповідають двооксиди MeO_2 , гідроксиди, солі та комплексні сполуки.

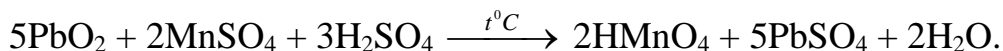
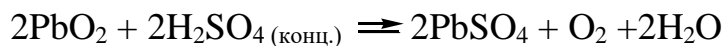
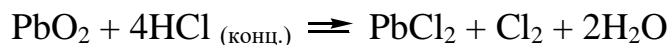
Оксид SnO_2 можна одержати безпосередньою взаємодією елементів, тоді як двооксид PbO_2 — окисленням ацетату свинцю(II) білильним вапном:



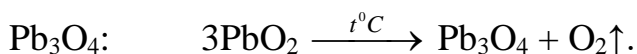
Оксиди чотиривалентних Sn та Pb є малоактивними речовинами з амфотерними властивостями, але виявляють їх лише в жорстких умовах, наприклад під час нагрівання з концентрованою сірчаною кислотою або сплавляння з лугами: $\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



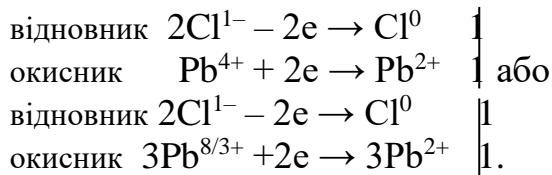
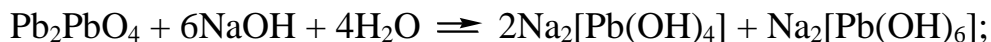
Двооксид свинцю — сильний окисник і це виявляється в реакціях з концентрованими HCl та H_2SO_4 і у кислих розчинах, що містять відновники:



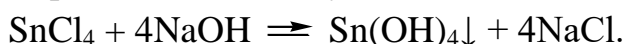
При нагріванні PbO_2 розкладається на червоно-оранжевий *свинцевий сурик*



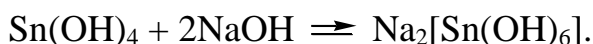
Pb_3O_4 можна розглядати як сіль Pb_2PbO_4 , яка відповідає двом оксидам — $PbO_2 \cdot 2PbO$. Тому при його взаємодії з лугами утворюється два типи солей, а в реакціях з відновниками він є сильним окисником:



Стійкі гідратовані форми може утворювати лише Sn^{4+} , наприклад за реакцією обміну між його розчинними сполуками:



Гідроксид олова (IV) — білий аморфний осад з амфотерними властивостями: $Sn(OH)_4 + 2H_2SO_4 \rightleftharpoons Sn(SO_4)_2 + 4H_2O$



З часом (швидше при нагріванні), гідроксид олова(IV) “старіє”, перетворюючись на неактивну форму, яку називають β -оло’яною кислотою, склад якої наближається до SnO_2 .

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Адсорбційна здатність деревного вугілля

А. Воду в пробірці підфарбувати фуксином або брильянтовим зеленим. Внести в неї подрібнене активоване деревне вугілля. Сильно збовтати і відфільтрувати. Пояснити зміну кольору розчину.

ВІДПОВІДЬ	
------------------	--

Б. В одну пробірку з декількома краплями 0,01 н. розчину $Pb(CH_3COO)_2$ або $Pb(NO_3)_2$ внести 1-2 краплі 0,01 н. розчину KI . Що при цьому спостерігається? Скласти іонні рівняння реакції. В другу пробірку влити 1-2 мл того ж розчину солі свинцю, внести щіпку подрібненого активованого вугілля, закрити пробірку пробкою і декілька разів сильно збовтати. Розчин відфільтрувати. У фільтрат внести 1-2 краплі 0,01 н. розчину KI . Чи буде у цьому випадку утворюватися жовтий осад. Дати пояснення.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Відновлювальні властивості вугілля

Дрібку оксиду міді (II) CuO перемішати з такою ж кількістю подрібненого деревного вугілля. Суміш внести у суху пробірку. Закріпити пробірку у штативі горизонтально, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустити у пробірку з баритовою водою. Пробірку з сумішшю сильно нагріти у полум'ї пальника до виділення газу. Який газ виділяється? Що спостерігається у пробірці з баритовою водою? Які зміни відбулися у пробірці з CuO і вугіллям? Скласти рівняння всіх реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання і властивості оксиду вуглецю (IV)

А. В апарат Кіппа помістити шматочки мармуру і налити розчин хлористоводневої кислоти (1:4). Перевірити роботу апарата. Чи можна для одержання CO_2 із мармуру використати розчин H_2SO_4 ? Написати рівняння реакції що відбувається в апараті Кіппа.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Пропустити CO_2 у пробірку з дистильованою водою, підфарбованою лакмусом, до зміни забарвлення розчину. Розчин прокип'ятити. Пояснити явище, що спостерігається. За допомогою рівнянь реакцій показати наявність рівноваги, яка існує у водному розчині CO_2 . Як змістити цю рівновагу?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Добування солей вугільної кислоти

А. У пробірку з вапняковою водою - розчином $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - пропустити вуглекислий газ. Спостерігати утворення білого осаду. Продовжувати пропускати CO_2 до повного розчинення осаду. Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Добутий в пункті А розчин $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ розділити у 2 пробірки. Одну з них підігріти, у другу додати вапнякової води. В обох випадках випадає білий осад. Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Властивості солей вугільної кислоти.

А. За допомогою відповідних реакцій обміну одержати в одній пробірці MgCO_3 , а у другій - BaCO_3 . Обидва осади розділити на дві частини і випробувати розчинність цих солей у розведених кислотах - хлористоводневій та оцтовій. Скласти рівняння реакцій. Пояснити, чому карбонати розчиняються навіть у такій слабкій кислоті як оцтова? Чи можна для розчинення MgCO_3 і BaCO_3 використати сірчану кислоту?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. У три пробірки внести щіпки твердих солей $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaHCO_3 , $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і кожен з них нагріти. Що відбувається? Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В. Випробувати за допомогою індикаторного папірця реакцію розчинів NaHCO_3 і Na_2CO_3 . Написати рівняння реакцій гідролізу цих солей.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Г. У пробірки з декількома краплями розчинів CuSO_4 і $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ додати декілька крапель розчину Na_2CO_3 . Спостерігати утворення осадів. Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Одержання гелю кремнієвої кислоти

Налийте в пробірку 5-7 крапель силікату натрію і добавляйте по краплям розведений розчин соляної кислоти (2 н.), перемішуючи скляною паличкою, до утворення осаду. Опишіть зовнішні ознаки гелю кремнієвої кислоти і складіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Одержання золю кремнієвої кислоти і перетворення його на гель

Налийте в пробірку 4-5 крапель концентрованої соляної кислоти і 1-2 краплі розчину силікату натрію. Проведіть спостереження і співставте їх з результатами попереднього дослід. Нагрійте пробірку з розчином на водяній бані. Що відбувається при нагріванні золю кремнієвої кислоти.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Гідроліз силікату натрію

До декількох крапель розчину Na_2SiO_3 додайте 7-8 крапель дистильованої води і 1-2 краплі фенолфталеїну. Чим пояснюється зміна забарвлення індикатора? Складіть молекулярні і іонні рівняння реакції гідролізу силікату натрію.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

До суміші в пробірці додайте по краплям розчин хлориду амонію до знебарвлення фенолфталеїну, а потім ще декілька крапель. Що спостерігається? Складіть рівняння реакції цього процесу.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Реакція осадження SiO_4^{4-} .

До розчину CuSO_4 у пробірці поступово додають аміачну воду до тих пір, доки утворений спочатку осад знову не розчиниться. До цієї суміші додають розчин силікату натрію і спостерігають утворення бірюзового осаду силікату міді. Скласти рівняння всіх реакцій, що відбуваються у досліді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. Відновлювальні властивості сполук Sn (II) і Pb (II)

А. Взяти в пробірку гранулу олова і додати 10 крапель розведеної соляної кислоти (2 н.). До цієї суміші по краплям додавати бромну воду. Чому вона знебарвлюється? Складіть рівняння реакцій, що відбуваються.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. В іншу пробірку візьміть 5-6 крапель розчину $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ і добавляйте по краплям бромну воду. Чому утворюється чорний осад? Яка реакція при цьому відбувається?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. Амфотерні властивості гідроксидів Sn (II) і Pb (II)

Взяти в окремі пробірки по 5-6 крапель розчинів солей Sn (II) і Pb (II) і додавати до них по краплям (поволі) 2 н. розчин гідроксиду калію чи натрію, доки не утворяться осад. Продовжити додавати розчин луку до розчинення осадів. Які реакції при цьому відбуваються?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

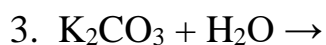
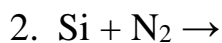
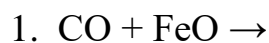
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

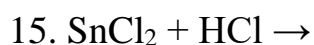
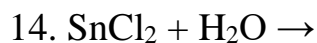
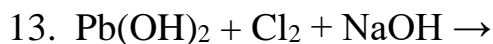
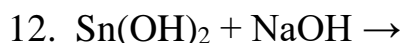
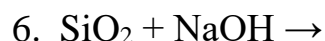
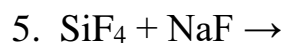
Дослід 13. Одержання нерозчинних солей Pb (II)

Взяти в окремі пробірки по 5-6 крапель розчину солі $Pb(NO_3)_2$ і в одну додати декілька крапель концентрованої HCl , а в іншу - розчину KI . У чому полягає різниця між осадами в пробірках?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи:





Питання для самоперевірки

1. Охарактеризувати положення Карбону (вуглецю) в періодичній системі Д.І.Менделєєва.
2. Яким чином у природі відбувається перетворення CaCO_3 на $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?
3. Оксид вуглецю(II) і водень володіють схожими властивостями: обидва газоподібні, незабарвлені, практично не розчинні у воді, кислотах, лугах, гарні відновники, згоряють у кисні. Як розділити їх суміш?
4. Які хімічні реакції лежать в основі лабораторних і промислових методів добування оксиду вуглецю(IV)?

5. Чому про фізичні властивості карбонатної кислоти можна говорити лише в цілому, а не конкретно за окремими характеристиками?
6. Охарактеризувати розчинність солей вугільної кислоти у воді.
7. Як добути натрій карбонат, виходячи з натрій гідрогенкарбонату, двома способами? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
8. Як за допомогою розчину HCl можна розпізнати такі речовини: BaSO₄ та BaCO₃? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
9. Чому розчин карбонату калію має лужну реакцію, а карбонату амонію близьку до нейтральної? Відповідь обґрунтуйте за допомогою реакцій гідролізу цих солей.
10. Охарактеризувати положення кремнію в періодичній системі Д.І.Менделєєва. У чому його подібність до вуглецю?
11. Чи відноситься кремній до поширених елементів в природі?
12. Назвіть фізичні і хімічні властивості, за якими силіцій нагадує:
а) неметали; б) метали.
13. Яким чином здійснити перетворення Na₂SiO₃ на H₂SiO₃, якщо із реагентів є лише вода і вуглекислий газ?
14. Чому розчин силікату калію має лужну реакцію? Відповідь обґрунтуйте за допомогою реакцій гідролізу солі.
15. Яка роль силікатів у біосфері? Які природні силікати вам відомі і як їх використовують?
16. У силікатному клеї з часом випадає білий аморфний осад. Що він собою являє? Назвіть можливі причини утворення осаду і складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

Лабораторна робота 13. Хімія сполук елементів головної підгрупи III групи (Бор і Алюміній)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

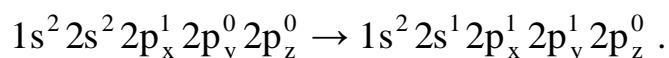
- 1) значення бору і алюмінію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів III групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках бору і алюмінію;
- 4) формули оксидів бору і алюмінію та їх найважливіших гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук бору і алюмінію.

Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули бору і алюмінію;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення B, Al;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів бору і алюмінію;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук бору і алюмінію;
- 5) складати рівняння, які підтверджують амфотерні властивості сполук алюмінію.

Загальні питання

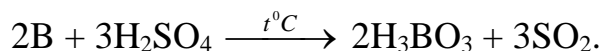
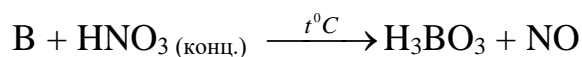
Бор у нормальному не збудженому стані має таку електронну будову атома: $1s^2 2s^2 2p^1$. Але валентність 1 для бору не характерна, оскільки легко відбувається перехід атома у збуджений стан за рахунок переходу одного $2s$ -електрона на $2p$ -орбіталь і виникнення можливості створення трьох рівноцінних sp^2 -гібридизованих зв'язків, при наявності яких його валентність дорівнює трьом, а ступінь окислення зростає до $3+$:



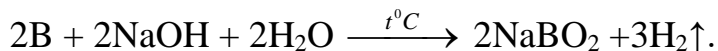
Внаслідок наявності у атома бору ще однієї вакантної p -орбіталі, він може формувати донорно-акцепторний зв'язок, утворюючи комплексні іони з координаційним числом 4 і 3, що відповідає sp^3 - або sp^2 -гібридизації його валентних орбіталей. Наявність донорно-акцепторної взаємодії зумовлює існування великої кількості неорганічних борвмісних полімерів. Причому, ланцюги типу —B—B—B— нестійкі, а полімери типу —B—O—B— міцні.

Кристалічний бор хімічно надзвичайно інертний, він не змінюється під час кип'ятіння з водою, концентрованими соляною та плавиковими кислотами і

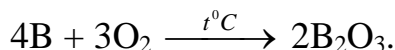
лише дуже повільно, перебуваючи у подрібненому стані, окислюється концентрованими розчинами азотної і сірчаної кислот:



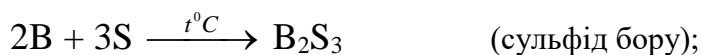
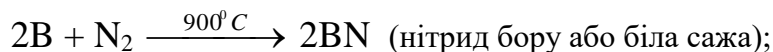
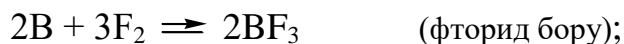
Реакційна здатність аморфного бору дещо вища і він може розчинятися під час нагрівання у концентрованих розчинах лугів:



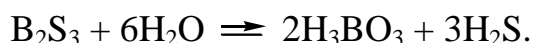
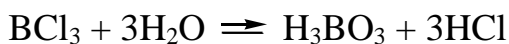
Бор має високу спорідненість до кисню, але взаємодіє з ним лише за температури 700 °С:



За звичайних умов бор реагує лише зі фтором, а за високої температури він може взаємодіяти з галогенами, сіркою, азотом, вуглецем, з іншими неметалами і багатьма металами:

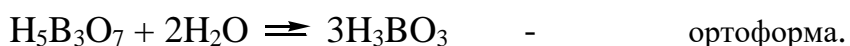
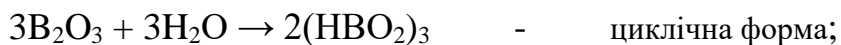


Бінарні сполуки бору з киснем, сіркою, галогенами мають кислотний характер, з азотом і вуглецем – хімічно дуже інертні, а з металами – тверді тугоплавкі сполуки з високою електропровідністю, стійкі проти дії різних хімічних реагентів:



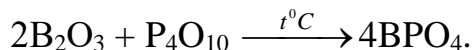
Кисневі сполуки бору представлені оксидом бору(III), борними кислотами та їх солями.

Оксид бору B_2O_3 – тверда крихка безбарвна, склоподібна, гігроскопічна речовина. З водою B_2O_3 реагує із сильним розігріванням, утворюючи спочатку метаборні кислоти, а потім ортоборну кислоту:

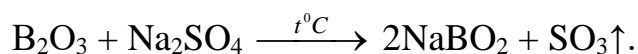


Виявляючи переважно кислотні властивості, B_2O_3 розчиняє оксиди металів і перетворюється на склоподібні метаборати: $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{CoO} \rightleftharpoons \text{Co}(\text{BO}_2)_2$.

Борний ангідрид виявляє також дуже слабкі ознаки амфотерності, наприклад в реакції з фосфорним ангідридом:



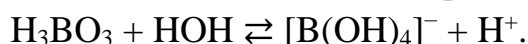
Оксид бору мало леткий, а тому при сплавлянні його з солями кисневмісних кислот він здатний витискати інші кислотні ангідриди:



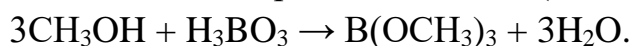
Ортоборна кислота за звичайних умов – біла, кристалічна, м'яка речовина, малорозчинна у воді. При нагріванні вона втрачає воду і переходить спочатку у полімерну метаборну кислоту, а потім – в оксид бору(III):



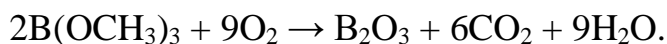
Метаборна кислота сильніша за ортоборну. Кислотні властивості останньої зумовлені не відщепленням іона водню, а приєднанням іонів OH^- :



H_3BO_3 із спиртами за наявності сірчаної кислоти (для зв'язування води) утворює ефіри:

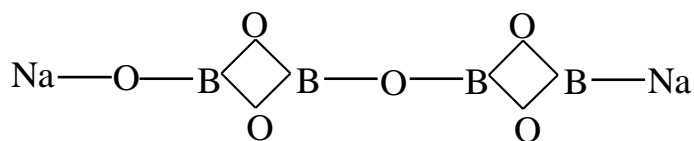
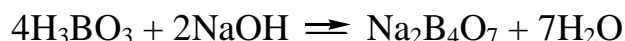


Пара цього ефіру горить блідо-зеленим полум'ям, що використовується для якісного виявлення боратів:

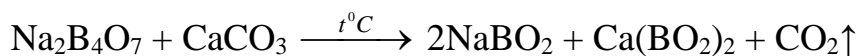
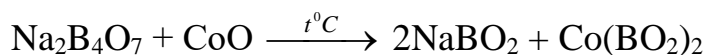


Схильність H_3BO_3 до поліконденсації, яка виявляється і при підлогуванні її розчинів, пояснюється виникненням міцних зв'язків —B—O—B— .

В результаті утворюються полімери, зокрема, тетрамер (*тетраборат натрію*), структура якого схожа на структуру B_2O_3 :

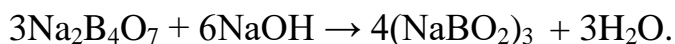


Лінійні поліборати ніби мають надлишковий B_2O_3 у порівнянні з основним оксидом ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow 1\text{Na}_2\text{O} \cdot 2\text{B}_2\text{O}_3$), а тому при нагріванні можуть взаємодіяти з основними оксидами, лугами або солями летких кислот:



Сплави типу $2\text{NaBO}_2 \cdot \text{Co}(\text{BO}_2)_2$, $2\text{NaBO}_2 \cdot \text{Ni}(\text{BO}_2)_2$ називають *перлами бури*.

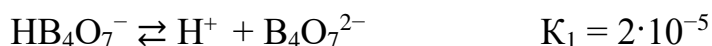
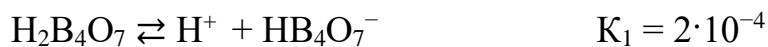
За надлишку лугу тетраборати переходять у полімерні метаборати:



При підкисленні розчину $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ знову утворюється H_3BO_3 :



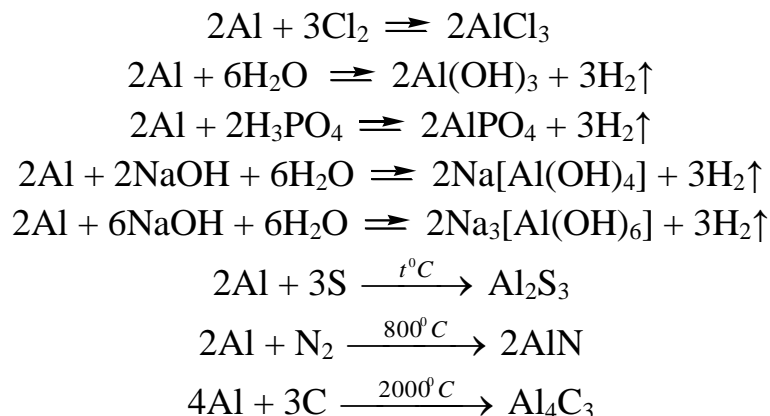
Тетраборну кислоту $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ не виділено у вільному стані, але встановлено, що вона сильніша за ортоборну і за силою подібна до оцтової:



Алюміній є активним металом, який при помірних температурах виявляє у сполуках виключно ступінь окислення 3+ і лише при 800 °С в газовій фазі можливі ступені окислення 1+ і 2+.

Однак він виявляє достатню стійкість по відношенню до більшості хімічних реагентів внаслідок миттєвого утворення на його поверхні тонкої, але щільної і міцно зв'язаної з металом пасивної плівки: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Al}_2\text{O}_3$.

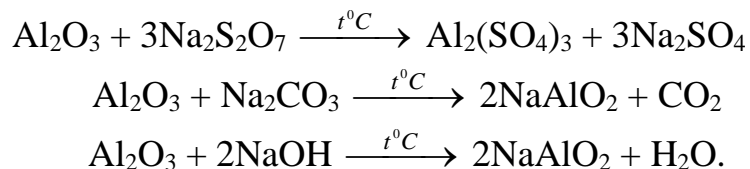
Якщо оксидну плівку на поверхні металу зруйнувати, то алюміній уже за звичайних умов енергійно реагує з киснем, галогенами, водою, кислотами, лугами, а при нагріванні до високої температури – з усіма неметалами за винятком водню:



За своїми хімічними властивостями алюміній подібний до берилію (діагональна спорідненість). Так, вони самі, їхні оксиди і гідроксиди амфотерні, обидва утворюють однотипні комплекси, їхні іони Be^{2+} і Al^{3+} сильно гідратуються.

Кисневі сполуки алюмінію представлені його оксидом Al_2O_3 і гідроксидом $\text{Al}(\text{OH})_3$ та їх солями, особливість яких полягає в тому, що за своїми хімічними властивостями вони відносяться до амфотерних сполук.

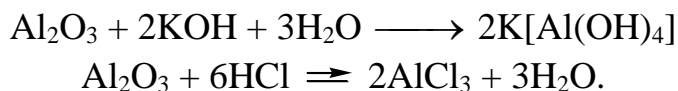
Оксид алюмінію Al_2O_3 (*глинозем*) – біла, тверда, тугоплавка сполука, не розчинна у воді. Відомі дві кристалічні форми безводного оксиду алюмінію: $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ та $\gamma\text{-Al}_2\text{O}_3$. Частіше зустрічається $\alpha\text{-Al}_2\text{O}_3$ – *корунд*. При кімнатній температурі корунд не взаємодіє з водою, кислотами, лугами. Перевести його у розчинний стан можна лише сплавленням з *піросульфатом* $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, содою або лугами:



Хімічна стійкість Al_2O_3 , його вогнетривкість, твердість і чисельність природних сполук, що містять зв'язки —Al—O—Al— , пояснюється міцністю

зв'язку Al—O, який включає донорно-акцепторну взаємодію за рахунок вільної d-орбіталі атома Al та неподіленої електронної пари атома O.

Оксид γ -Al₂O₃ утворюється внаслідок зневоднення гідроксиду алюмінію, він більш реакційноздатний і може розчинятися в розчинах кислот та сильних лугів, проявляючи амфотерність:

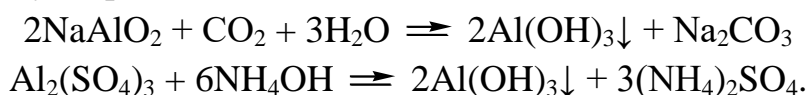


Гідроксид алюмінію, що відповідає оксиду Al₂O₃, можна добути лише непрямим способом з розчинних солей Al(III). Для нього відомі дві форми: *аморфний оксогідрат* AlO(OH) та справжній гідроксид Al(OH)₃.

Аморфний оксогідрат (*бйоміт* або природній *діаспор*) добувають дією розчину аміаку на киплячий розчин солі алюмінію:

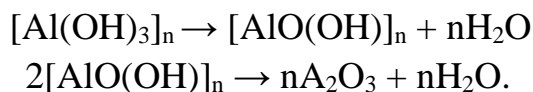


Al(OH)₃ добувають пропусканням CO₂ в лужний розчин алюмінату або дією розчину аміаку на розчини солей алюмінію:

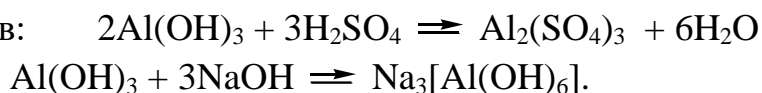


Внаслідок взаємодії розчинів солей алюмінію та лугів утворюється драглистий осад білого кольору, який має змінний склад, вміщує велику кількість хімічно зв'язаної води, а тому його формулу слід писати так: Al(OH)₃·xH₂O. Гідроксид алюмінію є полімером, у якому атоми алюмінію сполучені *оловими* містками (OH)і, крім того, координують молекули води. Координаційне число алюмінію у цій сполуці дорівнює шести.

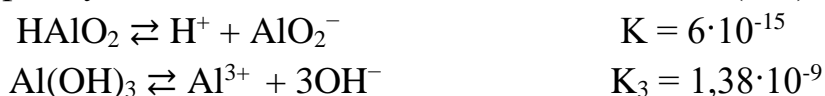
З часом відбувається «старіння» осаду гідроксиду алюмінію внаслідок процесу *оксоляції*, тобто зміни олових містків на *оксолові* (O), які менш реакційноздатні. Разом з оксоляцією відбувається подовження і сполучення ланцюгів між собою, внаслідок чого збільшуються розміри частинок гідроксиду алюмінію:



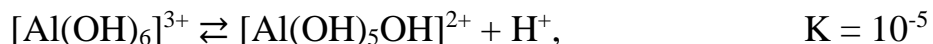
Гідроксид алюмінію – типова амфотерна сполука, що може реагувати з розчинами кислот і лугів:



Як і в будь-якого амфоліту, кислотні й основні властивості Al(OH)₃ виражені слабо:



Розчинні солі алюмінію у водних розчинах сильно гідролізуються із помітним зниженням рН. Іон Al^{3+} у воді гідратований і комплекс гексаакваалюмінію дисоціює за схемою:

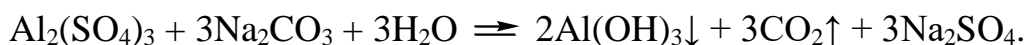


Значення константи рівноваги цього процесу свідчить про те, що гідратований іон Al^{3+} є слабкою кислотою (за силою близькою до оцтової), тому гідроліз солей алюмінію(III) слід розглядати як процес поступового відщеплення іонів H^+ від координованих молекул води в аквакомплексі алюмінію:

$$[\text{Al}(\text{OH})_5\text{OH}]^{2+} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4(\text{OH})_2]^+ + \text{H}^+.$$

Гідроксокомплекси, які при цьому утворюються, здатні полімеризуватися до полі ядерних сполук типу $[\text{Al}_2(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_8]^{4+}$, $[\text{Al}_{13}(\text{OH})_{32}]^{7+}$. Такі комплекси знаходяться у розчині, а тому при розчиненні солей алюмінію осади не утворюються.

Більшість солей алюмінію, утворених слабкими кислотами, повністю гідролізуються, що ускладнює реакції обміну між солями алюмінію та солями слабких кислот:



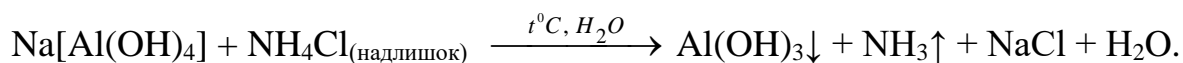
Внаслідок гідратації іону алюмінію в розчині, його солі з розчину виділяються у вигляді кристалогідратів, наприклад, $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

Із сульфатами одновалентних металів (крім літію) та амонію сульфат алюмінію утворює подвійні солі – *галуни*, які мають загальну формулу $\text{Me}^I\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, наприклад, алюмокалієвий галун $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, алюмоамонійний галун $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Кристали галунів складаються з іонів $[\text{Me}(\text{H}_2\text{O})_6]^+$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ та SO_4^{2-} . Різні галуни ізоморфні між собою. Вони належать до особливого типу комплексних сполук, стійких лише у твердому стані. У розчині вони повністю дисоціюють, а тому їх ще називають *подвійними* або *змішаними* солями. Всі галуни не гігроскопічні, добре розчиняються у воді і легко кристалізуються з розчину. Термічним розкладом алюмоамонійного галуна добувають чистий Al_2O_3 :

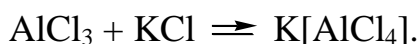
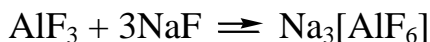


Алюмінати – продукти взаємодії $\text{Al}(\text{OH})_3$ з лугами – добре розчиняються у воді. В розчинах представлені різними гідроксо-іонами, наприклад, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, але мало які з них кристалізуються у вигляді гідроксо солей, як $\text{Sr}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]_2$. Так, кристалічний алюмінат калію має склад $2\text{KAlO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, а не $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, якому відповідає $\text{KAlO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Алюмінати, що є похідними слабких основ, у водних розчинах гідролізуються повністю:



Схильність алюмінію до утворення комплексних сполук також добре виявляється на прикладі реакцій його галогенідів:



Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Одержання борної кислоти із бури

До 5-6 крапель насиченого розчину бури додати 2-3 краплі концентрованої сірчаної кислоти. Охолодити пробірку під краном у струмені холодної води і встановити утворення кристалів борної кислоти. Складіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Гідроліз бури і реакція її розчину

Налийте в пробірку декілька крапель розчину бури і 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Що відбувається? Складіть рівняння реакції гідролізу.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Гідроліз солей алюмінію

Налийте у пробірку 10-15 крапель дистильованої води і додайте 1-2 кристалики солі $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. Розчиніть їх перемішуванням розчину і виміряйте його рН за допомогою універсального лакмусового папірця. Складіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу солі за першою стадією.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. *Взаємодія розчинів солей, які взаємно посилюють гідроліз одна одної*

Налийте в пробірку 5-7 крапель розчину хлориду чи сульфату алюмінію і стільки ж розчину ацетату натрію. Вміст пробірки нагрійте протягом 5-7 хвилин, опустивши її в гарячу водяну баню. Що спостерігається і чим відрізняється результат від попереднього досліді?

Складіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу солі Al^{3+} за другою стадією.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. *Амфотерні властивості гідроксиду алюмінію*

Налийте у дві пробірки по 4-5 крапель розчину солі Al^{3+} , а потім додайте у кожен з них по краплям (повільно) 2 н. розчину КОН чи NaOH до утворення осаду. Що спостерігається, якщо у першу пробірку додати 5-7 крапель розчину соляної кислоти, а в другу – ще 5-6 крапель розчину лугу? На які властивості гідроксиду алюмінію вказує його взаємодія з кислотою і з лугом? Складіть рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи:



3. $\text{BCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{Al} + \text{N}_2 \rightarrow$
5. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
6. $\text{AlCl}_3 + \text{KCl} \rightarrow$
7. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
8. $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{розв.})} \rightarrow$
9. $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow$
10. $\text{Al} + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Питання для самоперевірки

1. Охарактеризувати положення Алюмінію в періодичній системі Д.І.Менделєєва. З яким сусіднім елементом він схожий за своїми властивостями?
2. Які ступені окиснення виявляє Алюміній в своїх сполуках?
3. Який склад має продукт гідратації оксиду Алюмінію (III)?
4. Як гідроксид алюмінію йонізується у воді? Яка сила цієї сполуки?
5. Скільки р-металів міститься в третій групі періодичної системи?
6. Як відносяться алюміній до дії повітря?
7. Чому алюміній стійкий до дії води, хоч є дуже електропозитивним?
8. Який із р-елементів третьої групи є найсильнішим відновником?
9. Реакції з якими речовинами можливі для алюмінію: HCl , HNO_3 (розв.), розчин луку, S , H_2 ? Складіть для них рівняння реакцій.
10. Як змінюється кислотно-основний характер оксидів металів IIIA групи по мірі зміни порядкових номерів металів? Підтвердіть рівняннями реакцій.

Лабораторна робота 14. Хімія сполук елементів головної підгрупи II групи (Магній, Кальцій, Стронцій, Барій) і I-A групи (Літій, Натрій, Калій, Цезій)

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) значення магнію, кальцію, стронцію і барію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів II групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 4) формули оксидів магнію, кальцію, стронцію і барію та їх гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук магнію, кальцію, стронцію і барію.
- 6) значення лужних металів як біогенних елементів;
- 7) особливості будови атомів елементів I групи головної підгрупи;
- 8) типи хімічних зв'язків у сполуках натрію, калію, літію;
- 9) формули оксидів лужних металів та їх гідроксидів;
- 10) хімічні властивості сполук натрію, калію, літію;

Що треба вміти:

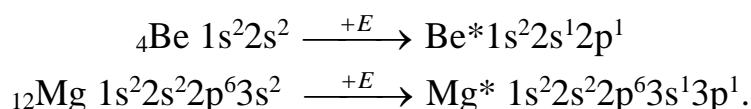
- 1) складати електронні формули берилію, магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення Mg, Ca, Sr, Ba;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 5) складати електронні формули лужних металів;
- 6) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення Na, K, Cs, Li;
- 7) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів і гідроксидів лужних металів;
- 8) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук натрію, калію, літію;

Загальні питання до елементів II-A групи

До s-елементів II-A групи належать: берилій (Be), магній (Mg), кальцій (Ca), стронцій (Sr), барій (Ba), радій (Ra), загальна назва цих елементів – лужно-земельні метали. Всі атоми елементів II-A групи мають: 2 електрони на зовнішньому енергетичному рівні; будову зовнішнього електронного рівня – ns^2np^0 . Характерні ступені окислення: 0 і 2+.

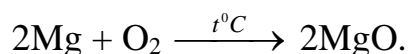
У ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba зверху донизу підгрупи зростають радіуси атомів, віддаленість валентних електронів від ядра, при цьому зменшується енергія іонізації атомів, що свідчить про послаблення неметалічних властивостей елементів та посилення металічних (берилій – амфотерний метал, а решта – типові метали). Хімічні зв'язки, які вони утворюють з атомами інших елементів (за винятком сполук Be та деяких сполук Mg) мають іонний характер.

Берилій і магній, як елементи малих періодів багато в чому схожі не лише за електронною будовою, а й за хімічними властивостями:

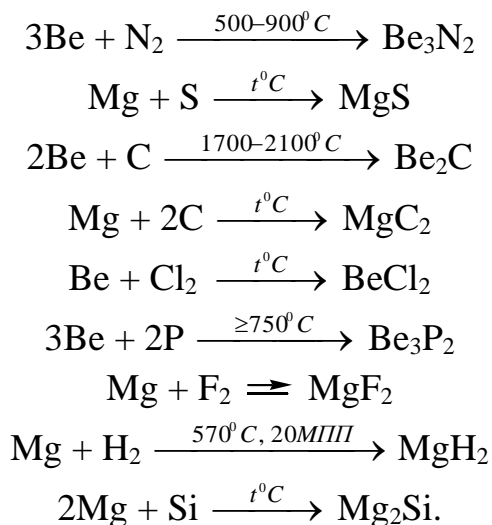


У магнію металічні властивості виражені сильніше, ніж у берилію.

Берилій і магній хімічно стійкі в сухому повітрі внаслідок наявності на їхніх поверхнях захисної плівки оксидів. Лише в разі нагрівання Be до 900 °С, а магнію – до 650 °С вони спалахують з утворенням оксидів MeO:



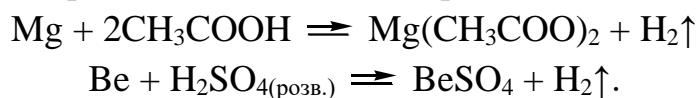
При нагріванні Be і Mg можуть реагувати з азотом, сіркою, галогенами, вуглецем, кремнієм, фосфором, воднем, причому реакції з магнієм іноді можливі навіть при кімнатній температурі:



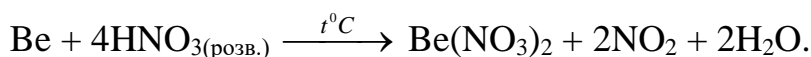
Вода на берилій не діє, а магній починає повільно з нею реагувати під час кип'ятіння:

$$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow.$$

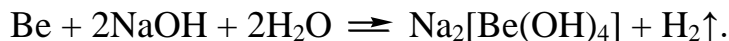
Магній легко розчиняється в усіх розведених розчинах кислот; берилій реагує із соляною та сірчаною кислотами, наприклад:



Магній та берилій пасивуються холодними концентрованими H_2SO_4 і HNO_3 , але в разі нагрівання ці реакції стають можливими:



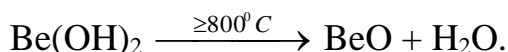
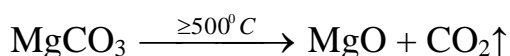
Магній, як типовий метал, з лугами не взаємодіє, а берилій, як амфотерний елемент, у концентрованих розчинах лугів розчиняється:



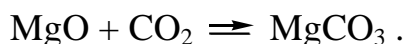
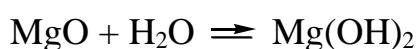
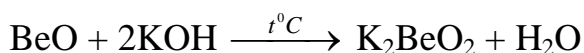
В усіх цих реакціях Be і Mg виявляють виключно відновні властивості. Причому, відновлююча активність магнію настільки висока, що магнієва стрічка горить навіть у атмосфері CO_2 : $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{MgO} + \text{C}$.

Найтипівішими сполуками берилію і магнію є оксиди, гідроксиди та солі.

Оксиди Be і Mg найчастіше одержують прожарюванням карбонатів або гідроксидів цих металів:



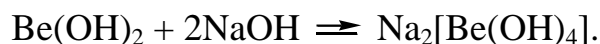
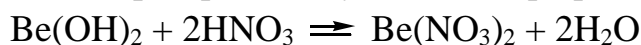
Обидва оксиди є тугоплавкими речовинами білого кольору, не прожарений BeO – гігроскопічний. MgO проявляє основні властивості, а BeO – амфотерні. Не прожарені BeO і MgO можуть взаємодіяти з кислотами, BeO з лугами, а MgO з водою та CO_2 :



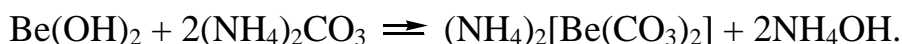
Гідроксиди Be і Mg – аморфні речовини білого кольору, які погано розчиняються у воді. Одержати можна осадженням із водних розчинів їхніх солей розчином аміаку: $\text{BeSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Гідроксид берилію – дуже слабкий електроліт, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ також слабкий електроліт, але сильніший за $\text{Be}(\text{OH})_2$.

$\text{Be}(\text{OH})_2$ – типова амфотерна сполука, що добре розчиняється і в кислотах, і в лугах:



Важливою особливістю гідроксиду берилію є його висока розчинність у розчині карбонату амонію внаслідок реакції комплексоутворення:



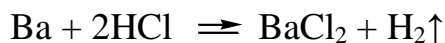
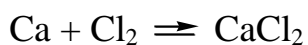
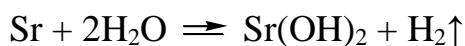
Гідроксид магнію добре розчиняється в кислотах, реагує з CO_2 , а його цікавою особливістю є здатність розчинятися в розчинах солей амонію:



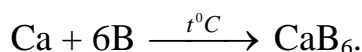
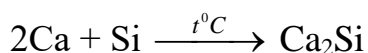
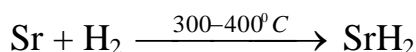
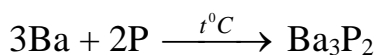
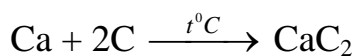
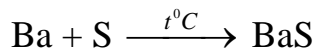
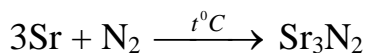
Соли берилію і магнію різноманітні за складом і є похідними як кисневмісних так і безкисневих кислот. Переважно вони добре розчинні у воді, де гідратовані іони $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ і $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ безбарвні; іон берилію надає розчину солодкого смаку, а іон магнію – гіркокого.

Серед найуживаніших солей цих елементів можна вважати сульфати – $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ і $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; нітрати – $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; нерозчинні карбонати та гідроксокарбонати – $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgCO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $4\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $4\text{BeCO}_3 \cdot \text{Be}(\text{OH})_2$; галогеніди – $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ тощо.

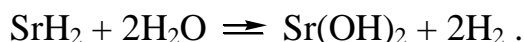
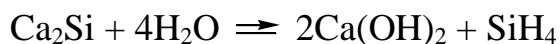
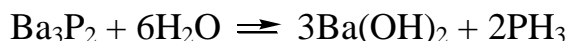
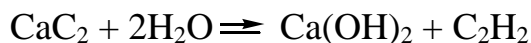
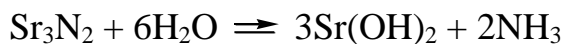
Ca, Sr, Ba і Ra – лужноземельні метали є хімічними аналогами, дуже реакційноактивні елементи. Вони легко реагують з водою, кислотами і багатьма неметалами:



У разі слабкого нагрівання вони реагують також з азотом, а з воднем, вуглецем, кремнієм, фосфором і бором взаємодіють за високих температур, наприклад:

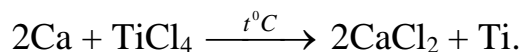
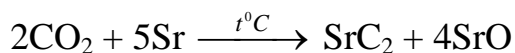


За винятком галогенідів та хімічно стійких тугоплавких боридів, які не руйнуються розчинами звичайних кислот і лугів, решта бінарних сполук лужноземельних металів розкладається водою з утворенням гідроксидів і водневих сполук:



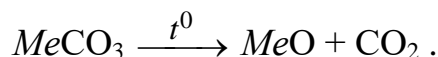
У всіх хімічних процесах лужноземельні метали в елементному стані – виключно відновники, а завдяки дуже великій спорідненості до кисню під час

нагрівання вони здатні відновлювати більшість металів і неметалів з їх оксидів та солей навіть до простих речовин: $V_2O_5 + 5Ca \xrightarrow{t^0C} 2V + 5CaO$



Кисневі сполуки лужноземельних металів включають оксиди MeO , пероксиди MeO_2 , надпероксиди $Me(O_2)_2$ та гідроксиди.

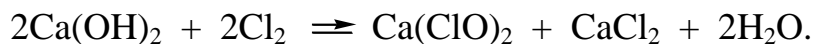
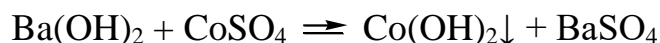
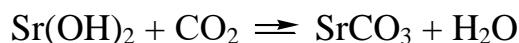
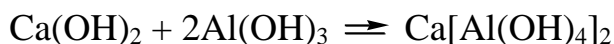
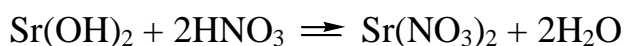
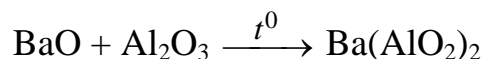
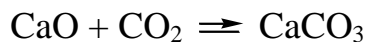
Оксиди кальцію та інших металів його підгрупи у промислових масштабах одержують прожарюванням карбонатів, наприклад, вапна або магнезиту:



Оксиди елементів підгрупи кальцію енергійно взаємодіють з водою з виділенням великої кількості теплоти і перетворюються при цьому на гідроксиди. Так, оксид кальцію, або *негашене вапно* CaO перетворюється на будівельне *гашене вапно* $Ca(OH)_2$: $CaO + H_2O \rightleftharpoons Ca(OH)_2$.

Гідроксид кальцію, що при цьому утворюється, є найдешевшою та найуживанішою у техніці сильною основою.

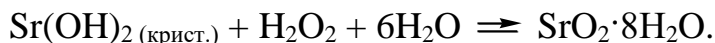
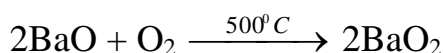
CaO , SrO , BaO та їх гідроксиди – сполуки з сильно вираженим основним характером, які посилюються в ряду $Ca-Sr-Ba-Ra$. Для них типовими є хімічні реакції з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами і гідроксидами, солями, галогенами, які можуть відбуватися як у розчинах, так і під час сплавлення речовин:



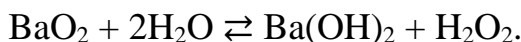
Розчинність гідроксидів у воді від $Ca(OH)_2$ до $Ba(OH)_2$ значно зростає. Причому, при нагріванні розчинність $Ca(OH)_2$ зменшується, а решти гідроксидів зростає.

Суспензію $Ca(OH)_2$ у воді називають *вапняним молоком*, а його водний розчин – *вапняною водою*. Вони сильно поглинають вуглекислий газ повітря і внаслідок цього осаджується $CaCO_3$.

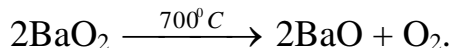
Пероксиди лужноземельних металів добувають нагріванням BaO у струмені повітря або дією пероксиду водню на гідроксиди:



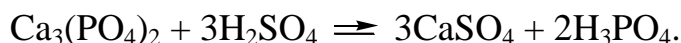
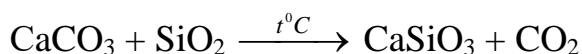
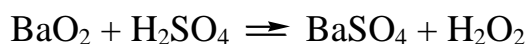
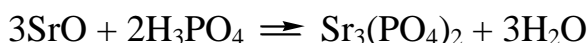
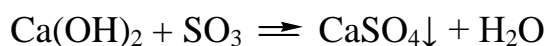
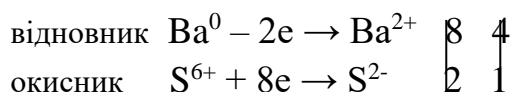
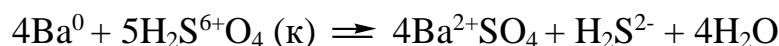
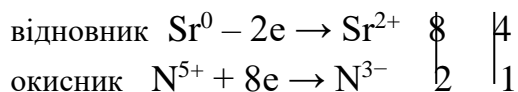
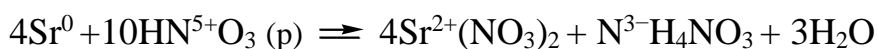
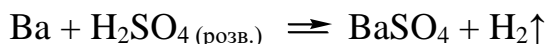
Пероксиди поступово руйнуються водою (гідролізуються) :



За високих температур вони розкладаються з виділенням кисню:



Соли Ca, Sr, Ba і Ra утворюються внаслідок взаємодії металів, їх оксидів, пероксидів, гідроксидів та солей або з кислотами, або з кислотними оксидами, або з неметалами:



До найбільш поширених солей лужноземельних металів, що мають практичне використання, відносяться карбонати, нітрати, сульфати, силікати, фосфати, галогеніди. Одержані із розчинів, вони перебувають у формі кристалогідратів, наприклад: *подвійний суперфосфат* $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; *преципітат* $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; *гіпс* $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; *галогеніди* $\text{CaBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaI}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; *нітрати* $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

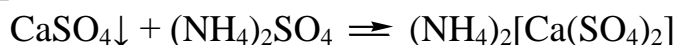
Більшість солей лужноземельних металів у твердому стані мають білий колір, а їх розчини безбарвні. Солі, які містять аніони Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^- добре розчинні, а фториди, карбонати, ортофосфати та сульфати – малорозчинні у воді.

Солі магнію та кальцію завжди містяться у природних водах і обумовлюють їх твердість або жорсткість.

Комплексні сполуки елементів ІІА групи. Катіони Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} та Ba^{2+} утворюють ряд комплексних сполук з О- і N-донорними лігандами – гідроксид-іон, сульфат-, пірофосфат-, ацетат-, оксалат-іон, аміак та інші.

Комплексними сполуками катіонного типу можна вважати кристалогідрати: $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{ClO}_4)_2$; $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ та інші. Висока гігроскопічність зневоднених солей кальцію і магнію свідчить про можливість утворення такого типу кристалогідратів. Зневоднені солі здатні також приєднувати аміак з утворенням аміакатів типу: $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3 - [\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$; $\text{CaI}_2 \cdot 8\text{NH}_3 - [\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{I}_2$; $\text{SrCl}_2 \cdot 8\text{NH}_3 - [\text{Sr}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$. Кристалічна структура гексааміакатів є аналогічною до структури гексагідратів (октаедрична). В октааміакаті кальцію комплексоутворювач знаходиться у центрі куба, а ліганди розташовані на його вершинах. Аміакати магнію, кальцію та стронцію можуть існувати лише у твердому стані, а у водних розчинах легко розкладаються.

Особливістю кальцію можна вважати здатність його іонів утворювати комплексну сполуку у надлишку розчину сульфату амонію, в той час як сам сульфат кальцію малорозчинна сіль :



Магній, кальцій і їх аналоги утворюють більш стійкі комплексні сполуки з органічними лігандами і, перш за все, з комплексонами типу етилендіамінтетраоцтової кислоти (ЕДТА), динатрієвої солі цієї кислоти (трилон Б, комплексон III, хелатон III).

Висока стійкість кальцієвих та магнієвих сполук ЕДТА є основою методу кількісного визначення твердості води і зумовлюється це утворенням циклічних сполук (*хелатів, клішневидних*).

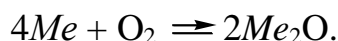
Загальні питання до елементів I-A групи

Хоч всі елементи головної підгрупи I групи є хімічними аналогами, але деяка різниця в їхніх властивостях цілком зрозуміла, якщо враховувати особливості зміни електронної будови атомів в ряду $\text{Li}-\text{Na}-\text{K}-\text{Rb}-\text{Cs}$. Так, літій ($1s^2 2s^1$) має серед лужних металів найменший атомний і іонний радіус, що робить його більш схожим на магній.

Нерівномірність зміни радіуса атома, значень його енергії іонізації та електронегативності при переході від Na до K, ніж далі в ряду $\text{K}-\text{Rb}-\text{Cs}$ пояснюється порядком формування *s*-підрівня їхнього зовнішнього енергетичного рівня. Так, для атома Na перехід від *2s*-підрівня літію до *3s*-підрівня заряд ядра атома збільшується на 8 одиниць, що в певній мірі збільшує не лише радіус атома, а й вплив ядра на валентні електрони (тому металічні властивості натрію більші, ніж у Li). Аналогічна ситуація спостерігається і при переході від *3s*-металу Na до *4s*-металу K. Однак далі починає формуватися *3d*-підрівень (раніше *4p*-підрівня) і для наступного лужного металу Rb перехід

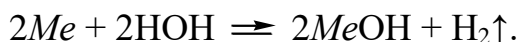
супроводжується збільшенням заряду ядра порівняно з калієм на 18 протонів. В межах забудови $(n-1)d$ -підрівня для атомів Rb і Cs відбувається деяке стиснення атомів (відносне зменшення радіуса атома), що призводить до посилення впливу ядра на валентні електрони і зміни металічних властивостей елементів порівняно з натрієм. На властивості францію ще додатково впливає $4f$ -підрівень, який формується раніше $5d$ -підрівня.

Всі лужні метали – надзвичайно реакційно активні речовини. На повітрі Li, Na, K тьмяніють, окислюються, утворюючи пухкі продукти, а Rb і Cs спалахують. На повітрі при нестачі кисню утворюються оксиди:

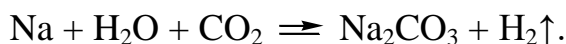


При спалюванні натрію в атмосфері кисню (надлишок O_2) утворюється пероксид натрію: $2Na + O_2 \Rightarrow Na_2O_2$, а при спалюванні калію – надпероксид калію: $K + O_2 \Rightarrow KO_2$.

З водою літій реагує досить активно, натрій – бурхливо, калій – з вибухом, а рубідій і цезій спалахують навіть у разі контакту з кригою:

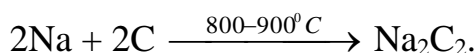
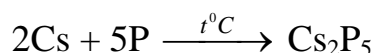
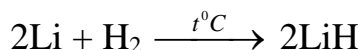
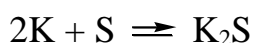
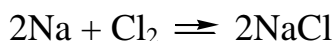


Під час взаємодії лужних металів з вологим повітрям, що містить вуглекислий газ, утворюються карбонати:

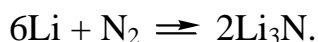


Взаємодія лужних металів з кислотами супроводжується вибухом, а тому в лабораторії такі реакції проводити не слід.

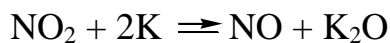
В атмосфері хлору та фтору лужні метали самоспалахують за звичайних умов, реакція з бромом супроводжується вибухом, а при нагріванні вони легко взаємодіють з сіркою, воднем та іншими неметалами:

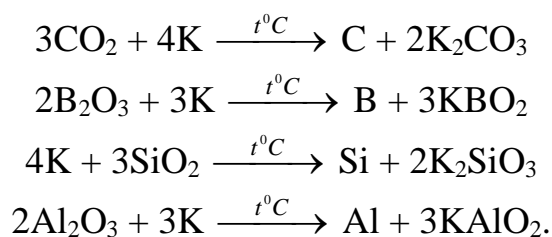


Хімічною особливістю літію є його реакція з азотом за кімнатної температури, тоді як інші метали потребують для цієї реакції нагрівання:



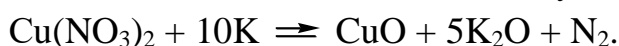
Лужні метали в елементному стані – активні відновники. Так, калій і натрій в звичайних умовах енергійно взаємодіють з оксидами азоту, при нагріванні – з CO і CO_2 , за високих температур навіть здатні відновлювати Al_2O_3 , Ag_2O , NiO , B_2O_3 , SiO_2 :





При пропусканні над розплавленими лужними металами аміаку утворюються аміді: $2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

Калій і інші лужні метали за нагрівання здатні відновлювати також сульфати, сульфіти, нітрати, нітрити, карбонати і фосфати малоактивних металів до їх оксидів або вільного стану:

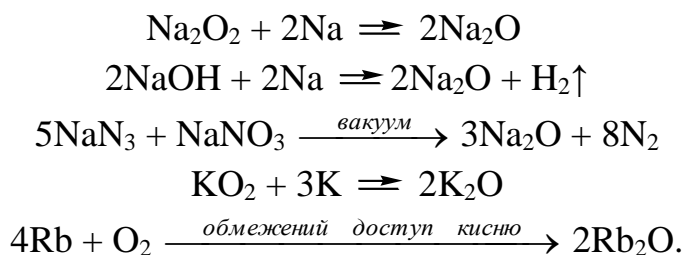


Кисневі сполуки лужних металів включають звичайні оксиди типу Me_2O , пероксиди Me_2O_2 , надпероксиди (супероксиди) MeO_2 , озоніди MeO_3 , гідроксиди MeOH , наприклад:

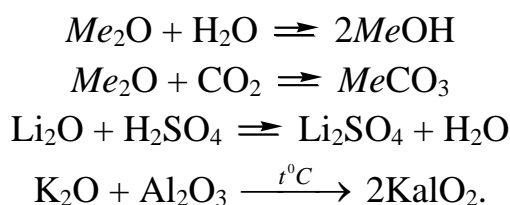
Оксиди	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
Колір	білий	білий	біло-жовтий	жовтий	жовтогарячий
Пероксиди	Li_2O_2	Na_2O_2	K_2O_2	Rb_2O_2	Cs_2O_2
Колір		біло-жовтий	білий		
Надпероксиди	-	NaO_2	KO_2	RbO_2	CsO_2
Колір		блідо-жовтий	жовтий	темно-коричневий	жовтий
Озоніди	-	NaO_3^*	KO_3	-	-
Колір		-	червоний		
Гідроксиди	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH

* / малостійкий

Оксиди лужних металів одержують непрямими способами, а безпосередньою взаємодією елементів можна одержати лише оксид літію Li_2O , наприклад:

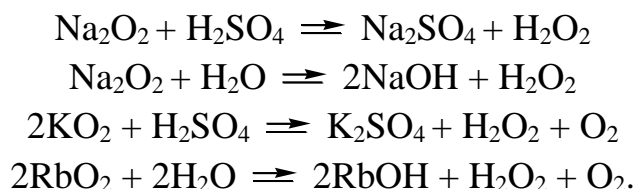


Оксиди Me_2O є типово основними і для них характерні реакції взаємодії з водою, кислотами, кислотними оксидами та амфотерними сполуками. Li_2O гідратується повільно, а решта оксидів лужних металів реагують з водою, водними розчинами кислот та кислотними оксидами дуже енергійно:

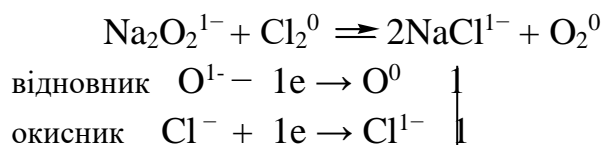
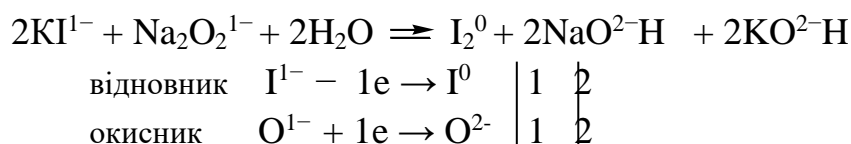


При згорянні на повітрі під дією кисню натрій окислюється до *пероксиду* Na_2O_2 , а К, Rb і Cs утворюють *надперокси*ди MeO_2 .

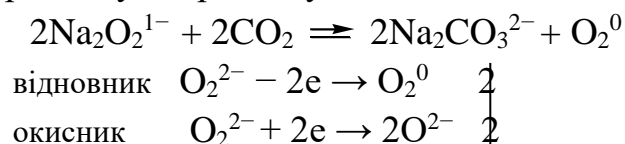
Водою і кислотами пероксиди розкладаються з утворенням H_2O_2 , а надпероксиди – ще й з виділенням кисню:



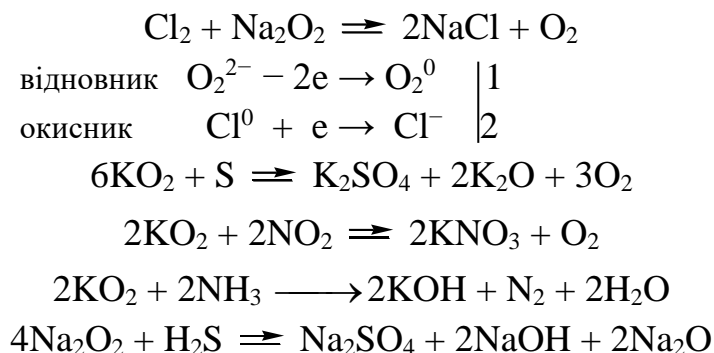
Таким чином пероксиди можна розглядати як сіль слабкої кислоти – пероксиду водню H_2O_2 . Наприклад, Na_2O_2 по аналогії з пероксидом водню має окислюючі і відновні властивості:



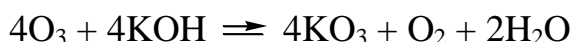
При взаємодії пероксиду натрію з вуглекислим газом виділяється кисень:



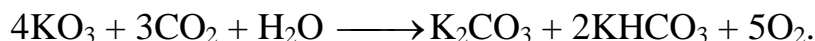
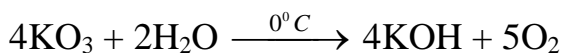
Пероксиди і надпероксиди лужних металів – сильні окислювачі. Вони реагують з металами, неметалами і органічними речовинами з samozайманням або вибухом, легко окислюють бінарні сполуки:



Озонід калію добувають за реакціями:

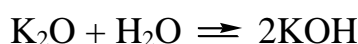
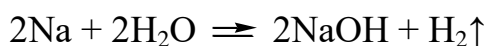


За хімічними властивостями озоніди нагадують пероксиди і надпероксиди:



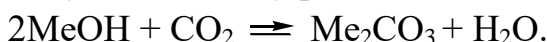
Гідроксиди лужних металів MeOH – безбарвні, дуже гігроскопічні, тверді речовини, блискучі на зламі, леткі при нагрівання (не розкладаються за виключенням LiOH), порівняно легкоплавкі, добре розчиняються у воді (найгірше LiOH). У разі контакту з металами останні руйнуються.

При взаємодії лужних металів, їх оксидів та пероксидів з водою утворюються *гідроксиди* відповідних металів:

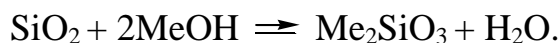


NaOH , KOH , RbOH і CsOH – безбарвні кристалічні речовини, добре розчиняються у воді з виділенням великої кількості тепла. В розчинах вони майже повністю дисоційовані. Розчини цих гідроксидів називають *лугами*. Завдяки сильній роз’їдаючій дії на шкіру, тканини, деревину та інші речовини гідроксиди натрію та калію одержали технічні назви відповідно *їдкий натр* та *їдке калі*.

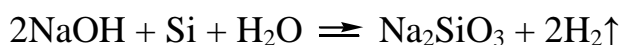
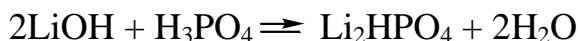
Гідроксиди натрію, калію і інших лужних металів поглинають з повітря вуглекислий газ як у твердому стані, так і у розчинах:

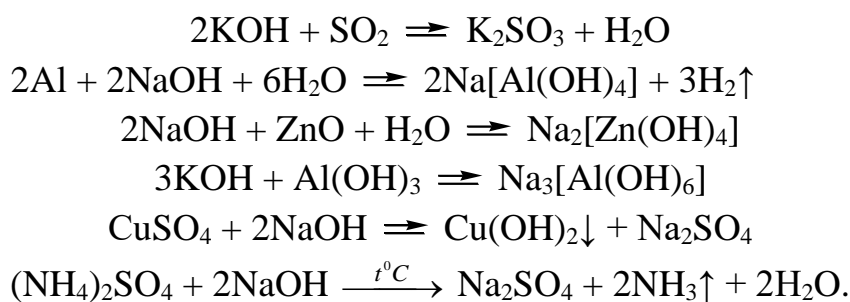


Тому їх зберігають у герметично закритому посуді. При тривалому зберіганні висококонцентрованих розчинів NaOH та KOH у скляному посуді розчини забруднюються відповідними силікатами внаслідок реакції лугів із оксидом кремнію(IV), що входить до складу скла:

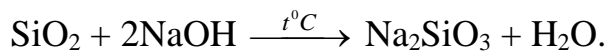


Для водних розчинів гідроксидів лужних металів, як сильних основ, характерна взаємодія з кислотами, кислотними оксидами, неметалами, амфотерними металами та їх сполуками, з солями малоактивних металів та амонію тощо:





Розплави гідроксидів лужних металів руйнують більшість стійких природних та штучних матеріалів (силікати, алюмосилікати, папір, шкіра, фарфор):



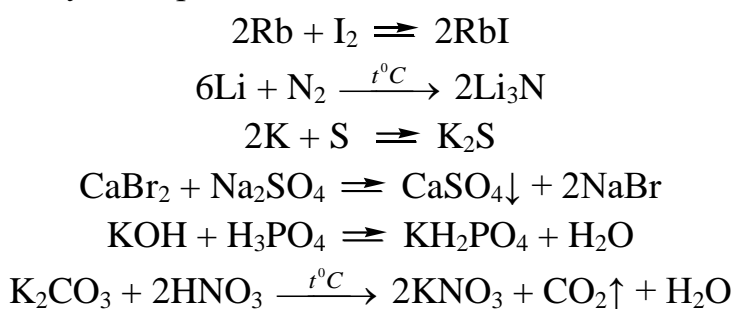
Гідроксид натрію найпоширеніший луг. Його світове виробництво досягає мільйонів тон на рік. Він є одним з найважливіших продуктів хімічної промисловості. NaOH використовують для очистки нафтових продуктів – бензину та гасу, для виробництва мила, штучного волокна, паперу, у текстильній, шкіряній, хімічній промисловості.

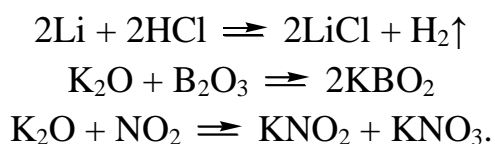
За слабого нагрівання калію, натрію та інших лужних металів в атмосфері водню утворюються *гідриди*. Водень у даному випадку поводить себе як електронегативний елемент: $2\text{Me} + \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{MeH}$.

Солі лужних металів. Важливими солями лужних металів є нітрати, галогеніди, карбонати, сульфати, фосфати. Практично всі вони добре розчинні у воді (за виключенням солей літію). До важкорозчинних солей літію належать LiF, Li₂CO₃, Li₃PO₄. Калій утворює малорозчинний *гідротартрат* KHC₄H₄O₆, *перхлорат* KClO₄, *гексанітрокобальтат* K₂Na[Co(NO₂)₆]·H₂O, *гексахлорплатинат* K₂[PtCl₆], натрій – *гексагідроксостибіат* Na[Sb(OH)₆], *цинкураніацетат* NaZn[(UO₂)(CH₃COO)₃]·9H₂O, рубідій та цезій – *гексахлорплатинати* Rb₂[PtCl₆] та *перхлорати* CsClO₄.

Солі лужних металів, що утворені слабкими кислотами, у водних розчинах підлягають гідролізу із створенням лужного середовища.

Одержують солі лужних металів або прямою взаємодією металів та неметалів (галогеніди, сульфіді, карбіді, фосфіді, нітриди тощо), або внаслідок реакцій обміну, нейтралізації, з'єднання, витискання:





Нижче найбільш поширені солі лужних металів розглядаються з точки зору їх практичного застосування.

Карбонат літію, як малорозчинну речовину, одержують дією соди на розчини LiCl , LiNO_3 , Li_2SO_4 : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{LiCl} \Rightarrow 2\text{NaCl} + \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow$.

Використовують у виробництві *ситалів*, кераміки, електроізоляційного фарфору, захисного покриття камер спалювання та сопел реактивних двигунів, емалей, глазурей, кислотостійкого покриття, скла підвищеної міцності.

Сульфат літію Li_2SO_4 – п'єзоелектрик, використовується як компонент деяких люмінофорів та лікарських речовин.

Фторид літію LiF – матеріал термолюмінесцентних дозиметрів рентгенівського і γ -випромінювання, оптичний матеріал, компонент електrolітів для одержання Al та F , емалей глазурей, кераміки.

Хлорид літію LiCl – сировина для одержання металічного літію і його сполук; компонент поглиначів вологи, CO_2 , парів органічних речовин в промислових кондиціонерах; легких сплавів, флюсів для плавки металів, паяння виробів із Mg і Al ; засіб проти обмерзання літаків; твердий електrolіт в хімічних джерелах струму.

Хлорид натрію (*кухонна сіль*) NaCl – необхідна складова частина їжі, використовується для консервування харчових продуктів, а також у м'ясо-молочному виробництві тощо; є сировиною для виготовлення гідроксиду натрію, хлору, соляної кислоти, соди та інших промислових продуктів.

Кальцинована (Na_2CO_3) та *кристалічна* ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) *сода* у великих кількостях застосовується у хімічній, скляній, миловарній, паперовій та інших галузях промисловості.

Питна сода (NaHCO_3) використовується в медицині та харчовій промисловості.

Сульфат натрію (Na_2SO_4) використовують у виробництві соди та скла. Із водних розчинів кристалізується десятиводний гідрат $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, що має назву *глауберової солі*, яка застосовується у медицині як проносний препарат.

Нітрат натрію або *чилійська селітра* (NaNO_3) використовують як добриво, а також у м'ясній промисловості.

Ортофосфат натрію (Na_3PO_4) входить до складу миючих засобів.

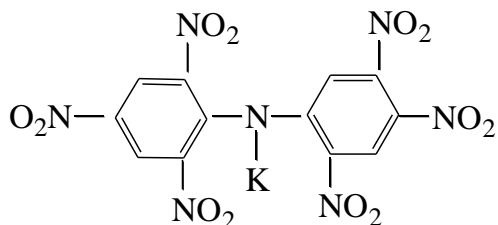
Амід натрію NaNH_2 потрібний для синтезу синього барвника *індиго* та *вітаміну А*.

Із загальної кількості солей калію, майже 90% використовують як мінеральні добрива. Щорічно з врожаєм з ґрунту виноситься велика кількість сполук калію. Ці втрати поповнюються шляхом введення у ґрунт різних природних та штучних калійних солей (KCl, KNO₃, K₂SO₄, K₂CO₃, KPO₃ тощо).

Сульфат калію (45-52 % K₂O) – найбільш дороге із калійних добрив, оскільки всі методи його добування пов'язані з великими витратами. Його використовують для вирощування культур, що не витримують надлишку хлоридів.

Найбільш поширеним калійним добривом є *хлорид калію* (*хлористий калій*, 50-62 % K₂O), який одержують із природної сировини (сильвінітових руд) флотаційним або галургічним методом збагачення.

Солі калію (KCl) можна також вилучати із морської води, обробляючи її дипікриламінитом кальцію, який з іоном калію утворює червоний осад:



Обробляючи осад соляною кислотою, одержують KCl та вільний амін, який знову регенерують шляхом переведення у кальцієвий комплекс.

Бромід калію KBr використовують як седативний засіб у медицині, компонент протравлювача для гравірування та в якості противуалюючої речовини у фотографії.

Дихромат калію K₂Cr₂O₇ – реактив для дублення шкір, компонент сумішей для голівок сірників, піротехнічних сумішей, інгібітор корозії металів та сплавів, протрава для насіння.

Йодид калію KI використовують як лікувальний засіб в медицині та ветеринарії, мікродобриво для рослин, компонент електроліту в електрохімічних перетворювачах.

Нітрат калію KNO₃ застосовують як добриво, для виготовлення чорного пороху та піротехнічних сумішей, у виробництві сірників, скла, барвників, для консервування м'ясних продуктів.

Перманганат калію KMnO₄ – відбілювач тканин, добавка до розчинів для очищення газів, антисептик, реактив-окислювач.

Карбонат калію K₂CO₃, (*поташ*) – продукт для одержання калієвого скла та мила, полісульфіду калію (для сульфидування сталей, чавунних, мідних і

срібних виробів), використовується для хімічного розпушування тіста у виробництві хлібобулочних виробів та пряників.

Комплексні сполуки лужних металів. Катіони натрію і калію при наявності невеликих зарядів ядер мають досить великі радіуси ($\text{Na}^+ - 98$ пм; $\text{K}^+ - 133$ пм) і тому комплексні сполуки їх з неорганічними лігандами нестійкі у водних розчинах. Прикладом таких комплексів можуть бути тетраедричний комплексний іон $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+$, у якому зв'язки $\text{Na}-\text{N}$ побудовані на принципі іон-дипольної взаємодії і відрізняються за стійкістю від чисто ковалентних (донорно-акцепторних) зв'язків. Така ж природа сольватів, утворених іонами лужних металів з водою. У кристалогідратах координаційне число іону Li^+ 4 і 6, у іонів Na^+ і K^+ – 6, а у Rb^+ та Cs^+ – 8.

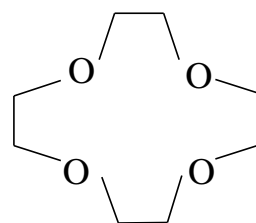
Більш стійкі комплекси утворюють катіони Na^+ і K^+ з хелатоутворюючими та макроциклічними лігандами-іонофорами.

Іонофори – це сполуки, здатні утворювати іон-дипольні комплекси з катіонами металів, перш за все з Na^+ і K^+ . Речовини цієї групи зв'язують іони металів в результаті узгодженої взаємодії з декількома карбонільними групами пептидного каркасу; іон при цьому утримується в молекулярній порожнині комплексону за рахунок іон-дипольних зв'язків.

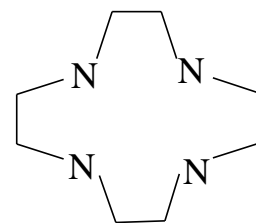
Найважливішими властивостями іонофорів є здатність селективно утворювати ліпідорозчинні катіонні комплекси, що відіграють важливу роль у транспорті іонів через мембрани.

Одним з розповсюджених природних іонофорів є *валіноміцин*, який утворює стійкі комплекси з іоном калію ($p\beta_c = 4,77$) і фактично не утворює комплексів з іонами натрію ($p\beta_c = 0,77$). Практично нема природних мембран, в яких би валіноміцин не стимулював калієву провідність.

Дослідження природних іонофорів не тільки розкрило причини їх селективності по відношенню до окремих катіонів металів, але дозволило створити синтетичні аналоги на основі макроциклічних полієфірів. Ці полієфіри одержали назву “*корони*” (*краун-ефіри*). Перед словом “корона” цифрою вказується загальне число атомів, що утворюють макроцикл, а після нього – число атомів кисню, азоту або сірки в циклі:



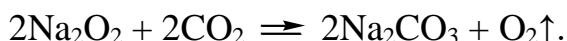
12-Корона-4



азо-12-Корона-4

Підбираючи склад і розміри макроциклів, можна синтезувати “корони” із заданими властивостями, встановлюючи певні розміри “вікон” для кожного металу.

Інші класи сполук лужних металів також знаходять практичне застосування. Так, *перокси́ди на́трію і калію* використовують для регенерації кисню на підводних човнах та в ізолюючих протигазах:



Крім того, Na_2O_2 використовують як відбілюючий засіб для тканин, шерсті, шовку, паперу та солом'яних капелюхів.

Гідроксид на́трію (ї́дкий на́тр, каусти́чна со́да) у величезних кількостях використовується для виробництва мила, фарб, целюлози.

Гідроксид калію застосовують у виробництві *рідкого мила*, деяких фарбників і як електроліт у лужних акумуляторах.

Гідрид літію LiH застосовують для знімання окалини з металевих виробів після гарячого штампування.

На́трій, його суміш з калієм, а також *рубідій* застосовують як охолоджувальні засоби в ядерних реакторах. Na і K також застосовують у металотермії для добування Ti , Ta , Zr . K – матеріал електродів в хімічних джерелах струму; геттер в вакуумних радіолампах.

Досліди до лабораторної роботи

Дослід 1. Взаємодія магнію з водою

Налити у дві пробірки по 1-2 мл дистильованої води і додати порошку (або шматочків) магнію. Чи реагує магній з холодною водою?

Нагріти одну з пробірок до кипіння води і спостерігати за розкладанням води магнієм.

У другу пробірку додати трохи концентрованого розчину хлориду амонію і підігріти. Спостерігати бурхливу реакцію виділення водню. Чому нагрівання і наявність хлориду амонію прискорюють розкладання води магнієм? Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

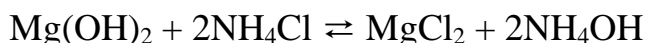
Дослід 2. Добування і властивості гідроксиду магнію

Налити у пробірку 3-5 крапель розчину солі магнію (сульфат, хлорид або нітрат) і додати такий самий об'єм розведеного розчину гідроксиду натрію або калію. Спостерігати за утворенням білого драглистого осаду. В окремих пробірках подіяти на осад надлишком луку і розведеними кислотами (HCl або HNO₃). Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Вплив солей амонію на розчинність гідроксиду магнію

Налити у дві пробірки по 3-5 крапель солі магнію, додати в одну з них такий самий об'єм концентрованого розчину хлориду амонію, а далі по краплинам доливати в обидві пробірки розчин аміаку. Спостерігати в одній з пробірок утворення осаду гідроксиду магнію. Додати у цю пробірку концентрованого розчину хлориду амонію і спостерігати за розчиненням осаду. Пояснити з точки зору хімічної рівноваги в системі:



чому при наявності надлишку солі амонію не випадає осад гідроксиду магнію, а вже утворений осад гідроксиду розчиняється?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Реакція виявлення катіонів магнію Mg^{2+}

До 4-5 краплин розчину солі магнію долити розчин аміаку. Спостерігати за утворенням осаду. Далі додавати по краплям розчин хлориду амонію до повного розчинення осаду, а потім до прозорого розчину суміші долити 2-3 краплі гідроортофосфату натрію. Спостерігати за випаданням білого кристалічного осаду ортофосфату магнію – амонію $MgNH_4PO_4$. Написати молекулярне та йонне рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Забарвлення полум'я сполуками кальцію

У полум'ї декілька разів прожарити залізний дріт. Змочити його розчином хлориду кальцію і внести у безбарвну частину полум'я газового пальника. Спостерігати за тим як полум'я набуває червоного кольору.

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

Дослід 6. Одержання карбонату кальцію

Налити у пробірку 3-4 краплі розчину хлориду кальцію і додати таку саму кількість розчину карбонату натрію. Спостерігати за утворенням білого осаду карбонату кальцію. Скласти рівняння реакції у молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Якісна реакція на катіони кальцію

До 2-3 крапель розчину солі кальцію додати таку саму кількість розчину оксалату амонію $(NH_4)_2C_2O_4$ (сіль щавлевої кислоти). Спостерігати за утворенням білого осаду. Нагрівання сприяє швидкому осадженню оксалату кальцію. Скласти рівняння реакції у молекулярній та йонній формі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Дія хроматів на катіони лужноземельних металів

Налити у окремі пробірки розчини солей кальцію, стронцію і барію, наприклад CaCl_2 , $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ та BaCl_2 . В кожну пробірку додати по 4-5 крапель розчину K_2CrO_4 чи $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В якому випадку утворився осад і якого він кольору? Скласти рівняння цієї реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. Забарвлення полум'я сполуками натрію, калію та літію

Для дослідів використовують розчини хлоридів натрію, калію та літію. У полум'ї газового пальника або спиртівки декілька разів прожарити залізний дріт, а потім змочити його розчином хлориду калію і внести у полум'я. Спостерігати фіолетове забарвлення.

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

Дріт промити у соляній кислоті, добре прожарити і далі змочити розчином хлориду натрію і внести у полум'я. Спостерігати жовте забарвлення.

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

Повторити цей процес з розчином хлориду літію. Якого кольору полум'я в цьому випадку?

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

Дослід 10. *Взаємодія пероксиду натрію з водою*

В суху пробірку внести 1 мікрошпатель пероксиду натрію і додати 4-5 крапель води. Розчин підігріти і внести у пробірку тліючу скіпку. Який газ при цьому виділяється? Після закінчення реакції до розчину додати 1-2 краплі фенолфталеїну. У який колір забарвлюється розчин в пробірці? Скласти рівняння реакції пероксиду натрію з водою.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. *Відновні властивості пероксиду натрію*

А. В пробірку налити 3-5 крапель розчину перманганату калію, підкислити 2-3 краплями 2 н. сірчаної кислоти і додати мікрошпатель пероксиду натрію. Суміш перемішати. Як змінюється забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. В пробірку внести 5-7 крапель 0,1 н. розчину перманганату калію і один мікрошпатель пероксиду натрію. Суміш перемішати. Спостерігати виділення газу і утворення бурого осаду. Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. *Окислювальні властивості пероксиду натрію*

В пробірку внести 1-2 краплі розчину йодиду калію і стільки ж 2 н. сірчаної кислоти; додати мікрошпатель пероксиду натрію і 5-7 крапель

дистильованої води. Для виявлення вільного йоду додати до суміші 1 краплю розчину крохмалю. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. Гідроліз солей натрію та калію

На універсальні індикаторні папірці нанести по одній краплі розчинів: карбонатів натрію і калію, сульфатів натрію і калію, ацетату натрію, сульфїту та хлориду калію. У кожному випадку визначити реакцію середовища (значення рН) і встановити солі, що підлягають гідролізу. Написати рівняння реакцій гідролізу солей у молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 14. Якісна реакція на катіони натрію Na^+

У пробірку з 2-3 краплями розчину солі натрію додати таку саму кількість розчину гексагідроксостибіату (V) калію – $K[Sb(OH)_6]$. Реакцію проводити при охолодженні розчину водою з під крану і потиранні внутрішніх стінок пробірки

скляною паличкою. Спостерігати утворення білого дрібнокристалічного осаду. Скласти рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 14. Якісні реакції на катіон калію K^+

А. До 3-4 крапель розчину солі калію додати таку саму кількість розчину гідротартрату натрію (кислий виннокислий натрій) $NaHC_4H_4O_6$. Потерти скляною паличкою по внутрішніх стінках пробірки і охолодити пробірку під краном. Спостерігати за утворенням білого дрібнокристалічного осаду гідротартрату калію.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. До 3-4 крапель розчину солі калію додати 3 краплі розчину комплексної солі гексанітрокобальтату (III) натрію $Na_3[Co(NO_2)_6]$ і спостерігати за утворенням жовтого кристалічного осаду гексанітрокобальтату калію – натрію (2:1) $K_2Na[Co(NO_2)_6]$. Скласти рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 15. Реакція осадження іонів Cs^+ із розчину

В окрему пробірку взяти 4-5 крапель розчину $CsCl$. В пробірку додати 2-3 краплі розчинів $Bi(NO_3)_3$, $NaNO_2$ та CH_3COOH і охолодити суміші під струменем води з крану. Якого кольору осад утворюється? Скласти рівняння реакцій одержання комплексної сполуки цезію складу $Me_2Na[Bi(NO_2)_6]$.

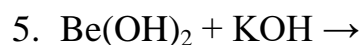
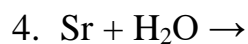
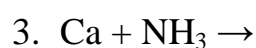
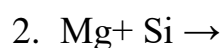
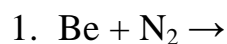
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

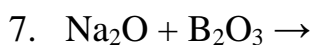
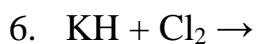
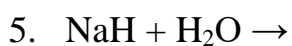
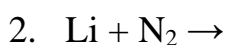
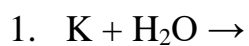
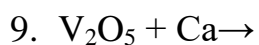
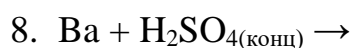
Дослід 16. Одержання нерозчинних солей літію

В окремі пробірки взяти по 4-5 крапель розчину LiCl. В першу пробірку додати 3-4 краплі Na₂HPO₄ і 1-2 краплі NaOH та нагріти суміш. В другу додати 4-5 крапель NaF, а в третю – Na₂CO₃. Який ефект спостерігається в кожній пробірці? Складіть рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи





Питання для самоперевірки

1. Дати коротку характеристику магнію та кальцію. Вказати будову їх атомів, хімічну активність, відношення до води та кислот.
2. Скільки лужноземельних металів є в періодичній системі елементів?
3. Як діють на метали ІІА групи повітря і хлор?
4. Який із гідроксидів металів ІІА групи має амфотерний характер?

5. Чому гашене вапно при зберіганні на повітрі втрачає свої властивості?
6. Що буде відбуватися, якщо до розчину гідрокарбонату кальцію додати гідроксид кальцію? Скласти рівняння молекулярних та йонних реакцій.
7. Скласти рівняння реакцій окиснення кальцію розведеними і концентрованими кислотами HNO_3 та H_2SO_4 .
8. Скласти електронні формули атомів натрію та калію. Користуючись електронними формулами та періодичною таблицею пояснити:
 - а) за якою ознакою можна робити висновки про аналогію їх хімічних властивостей?
 - б) чому їх відносять до найбільш активних металів?
 - в) чому відновлювальна здатність підвищується від натрію до калію?
 - г) чому у природі вони зустрічаються тільки у вигляді сполук?
 - д) яке їх відношення до води, кисню, кислот?
9. Що відбувається з гідроксидами натрію і калію, якщо їх зберігати у відкритих посудинах? На що вони поступово перетворюються?
10. Поясніть до якого типу сполук відносяться гідроксиди лужних металів.
11. Де більше всього металічних елементів – серед s-, p- чи d-елементів?
12. Чи є в періодичній системі групи, де розміщені лише метали?
13. За яким показником можна порівнювати хімічну активність металів?
14. Як, користуючись положенням металу в ряді напруг, можна характеризувати його активність по відношенню до іонів інших металів, кислот-неокисників та води?
15. Складіть рівняння реакцій калію: а) з водою; б) розчином соляної кислоти.

Лабораторна робота 15. Хімічні властивості сполук d-Елементів 4 і 5 періодів

Методичні поради щодо самостійної підготовки

Що треба знати:

- 1) положення d-елементів у періодичній таблиці та особливості електронної будови атомів;
- 2) загальні фізичні властивості металів: електро- і теплопровідність, ковкість тощо. Що таке “біогенні метали”?
- 3) зміна хімічної активності металів у періодах і групах, ряд напруг металів;
- 4) d-метали як відновники і комплексоутворювачі;
- 5) хімічні властивості типових сполук d-металів;
- 6) ґрунт як джерело надходження іонів d-металів у рослини;

Що треба вміти:

- 1) визначати можливі ступені окислення d-металів на основі електронної будови їх атомів;
- 2) визначати хімічні властивості та активність d-металів за їх положенням у періодичній таблиці та у електрохімічному ряді напруг;
- 3) описувати реакціями основні стадії одержання металів випларкою з руд, електролізом з розплавів та розчинів;
- 4) складати формули найважливіших сполук, які містять d-метали як мікроелементи.

Про що треба мати уявлення:

- 1) сполуки перехідних металів у вищих ступенях окислення;
- 2) гальванічний елемент.

Загальні питання

Близько 75% всіх відомих у наш час елементів належать до числа металів, серед яких є ряд біологічно активних макро- та мікроелементів (табл. 5). Мірою їх хімічної активності може бути здатність їх атомів віддавати електрони зовнішнього шару.

Серед елементів-металів окремим угрупованням є перехідні метали. *Перехідними металами* називають d-елементи, що складають побічні підгрупи періодичної системи. На відміну від s- та p-елементів вони мають ряд характерних особливостей як у електронній структурі атомів, так і у властивостях. Тому слід окремо зупинитись на загальній характеристиці перехідних металів, звернувши увагу на причини, які зумовлюють їх типові властивості.

Усі перехідні метали розміщуються у великих періодах таблиці Д.І. Менделєєва: по 10 елементів у 4, 5 і 6 періодах. Отже можна говорити про три ряди перехідних металів з 10 елементами у кожному. Ряди перехідних металів починаються з елементів підгрупи скандію:

4 період – Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn;

5 період – Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd;

6 період – La*, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg.

У зовнішньому електронному шарі атомів *d*-елементів знаходиться 1–2 електрони (*ns*-стан). Із зростання заряду ядер атомів кожний наступний електрон потрапляє на $(n - 1)d$ -підрівень передостаннього енергетичного рівня (табл. 5). Така будова електронних оболонок атомів визначає ряд загальних властивостей *d*-елементів, що змінюються більш плавно, ніж в ряду *s*- і *p*-елементів.

Таблиця 5. Характеристика найважливіших біогенних металів

Елемент	Період	Група*	Будова зовнішнього та передостаннього електронних рівнів	Характерні ступені окислення
Mg	3	2A	$2s^2 2p^6 3s^2$	0, 2+
K	4	1A	$3s^2 3p^6 4s^1$	0, 1+
Ca	4	2A	$3s^2 3p^6 4s^2$	0, 2+
V	4	5B	$3d^3 4s^2$	0; 2+; 3+; 4+; 5+
Cr	4	6B	$3d^5 4s^1$	0; 2+; 3+; 6+
Mn	4	7B	$3d^5 4s^2$	0, 2+, 3+, 4+, 6+, 7+
Fe	4	8B	$3d^6 4s^2$	0, 2+, 3+, 6+
Co	4	8B	$3d^7 4s^2$	0, 2+, 3+
Ni	4	8B	$3d^8 4s^2$	0; 2+
Cu	4	1B	$3d^{10} 4s^1$	0, 1+, 2+
Zn	4	2B	$3d^{10} 4s^2$	0, 2+
Mo	5	6B	$4d^5 5s^1$	0; 3+; 6+
Ag	5	1B	$4d^{10} 5s^1$	0; 1+; 2+
Cd	5	2B	$4d^{10} 5s^2$	0; 2+
Au	6	1B	$5d^{10} 6s^1$	0; 1+; 3+
Hg	6	2B	$5d^{10} 6s^2$	0; 1+; 2+

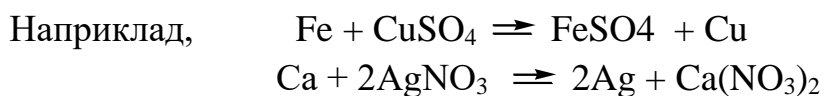
Метали умовно можна розділити на макроелементи (K, Ca, Mg, Al) та мікроелементи (Mn, Fe, Co, Cu, Zn, V, Ni, Mo, Cr, Os).

З певним наближенням можна сказати, що макроелементи містяться в рослинах у кількостях від сотих часток до цілих одиниць процента, мікроелементи – в значно меншій кількості, що становить тисячні та десятитисячні частки процента. Приблизно в такому ж співвідношенні макрота мікроелементи містяться в ґрунтах.

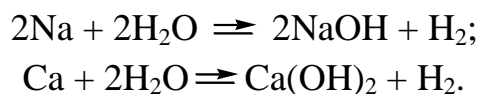
Всі метали в елементному стані є лише відновниками. Зміна відновних властивостей металів, зокрема, характеризує електрохімічний ряд напруг: Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

З ряду напруг виходить:

- 1) будь-який метал є відновником по відношенню до іонів всіх інших металів, що стоять після нього, і може витіснити їх з солей.



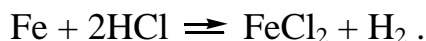
- 2) всі метали, що стоять зліва від водню, мають можливість витіснити його з таких сполук як, наприклад, вода, кислоти та луги. І навпаки, метали, розміщені праворуч від водню, не можуть витіснити його із сполук. При цьому з води водень витісняють у звичайних умовах лужні та лужноземельні метали, а також магній при нагріванні:



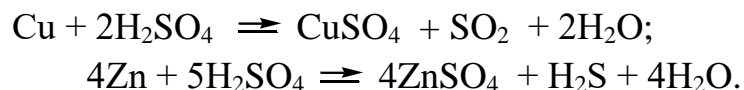
З лугів водень можуть витіснити тільки амфотерні метали:



Метали витісняють водень тільки з тих кислот, аніони яких не характеризуються окислювальними властивостями:



При взаємодії металів з кислотами, що містять аніони-окисники (HNO₃ конц, HNO₃ розв, H₂SO₄ конц) відбувається відновлення аніону кислоти. У випадку концентрованої H₂SO₄ продуктами відновлення одночасно можуть бути SO₂, S або H₂S, але в рівняннях реакції пишуть одну з цих сполук, враховуючи, що глибина відновлення S (6+) залежить від активності металу (табл. 6). Наприклад,



Концентрована азотна кислота відновлюється металами, головним чином до NO₂ і N₂O, а розведена HNO₃ – до NO і NH₃, наприклад:



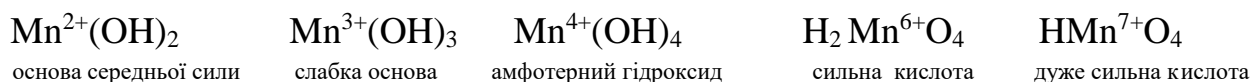
Таблиця 6. Взаємодія кислот-окисників з металами

Кислота	Метали		Примітка
	активні: лужні, лужноземельні, Mg, Zn	малоактивні, важкі	
	Продукти реакції		
H ₂ SO ₄ конц.	Сіль + S + H ₂ O або Сіль + H ₂ S + H ₂ O	Сіль + SO ₂ + H ₂ O	Fe пасивується кислотою
HNO ₃ конц.	Сіль + N ₂ O + H ₂ O	Сіль + NO ₂ + H ₂ O	Не взаємодіє з Au, Pt, Rh, Ir, Ti, Ta ; Пасивує Al, Fe, Co, Ni, Cr
HNO ₃ розв.	Сіль + N ₂ + H ₂ O або Сіль + NH ₄ NO ₃ + H ₂ O	Сіль + NO + H ₂ O	з Fe і Sn утворюється NH ₄ NO ₃

Хімічні властивості *d*-елементів мають декілька характерних рис. Найважливіші серед них дозволяють розглядати *d*-метали як єдину групу:

1. У зв'язку з наявністю на зовнішньому енергетичному рівні не більше двох електронів перехідні метали не мають від'ємного ступеня окислення;
2. Всі *d*-елементи – метали; відрізняються від *s*-металів невеликою відновною здатністю, а іноді й хімічною інертністю;
3. Перехідні метали виявляють змінний додатній ступінь окислення. Тільки елементи підгрупи цинку мають сталий ступінь окислення 2+, тому що в атомах цих елементів *d*-підрівень повністю заповнений (містить 10 електронів) і валентними є лише 2*s*-електрони зовнішнього електронного шару. Хоча елементи підгрупи міді на (n – 1)*d*-підрівні мають також 10 електронів, але частина з них (1 чи 2) бере участь в утворенні валентних зв'язків, бо в цих атомів *d*-підрівень не є стабільним. Вищий ступінь окислення більшості *d*-елементів відповідає номеру групи періодичної системи, в якій вони знаходяться. Наприклад: V₂⁵⁺O₅, Cr⁶⁺O₃, Mn₂⁷⁺O₇, (Fe⁸⁺O₄). На відміну від підгруп *s*- і *p*-елементів із збільшенням атомного номера стійкість значень ступеня окислення в підгрупах *d*- елементів зростає;
4. Внаслідок різноманітності ступенів окислення для *d*-елементів характерна велика кількість окисно-відновних реакцій;

5. За рахунок змінного ступеня окислення перехідні метали можуть чітко виявляти протилежні властивості – металічні та неметалічні. З нижнім ступенем окислення (мінімальним) вони утворюють із неметалами переважно іонні сполуки, що характерно для металів, а в сполуках, де вони мають вищий ступінь окислення (максимальний), зв'язок їх з іншими елементами ковалентний. Подвійність властивостей перехідних металів виразно виявляється в оксидах та гідроксидах цих елементів. Із зростанням ступеня окислення послаблюються оснóвні властивості і посилюються кислотні:

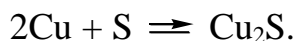


6. Поляризуюча дія іонів перехідних металів на частинки, що їх оточують (атоми, молекули, іони) більша ніж іонів неперехідних елементів. Тому вони найчастіше є акцепторами електронів і здатні утворювати комплексні сполуки;

7. На відміну від *s*-металів більшість сполук *d*-елементів мають характерне забарвлення.

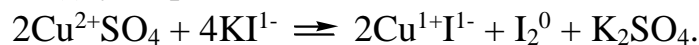
Оскільки цей курс неорганічної хімії профільовано в більшій мірі для підготовки фахівців агробіотехнологічної та агроекологічної спеціальностей, для ілюстрації закономірностей змін хімічних властивостей *d*-елементів доцільно в подальшому акцентувати увагу на тих, що суттєво впливають на стан і розвиток довкілля, які необхідні для нормального розвитку тваринних і рослинних організмів як мікроелементи, або негативно впливають на екологічний стан навколишнього середовища та життєдіяльність живих організмів, тобто: **Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg, V, Cr, Mo, Mn, Fe, Co, Ni.**

Хімічна активність *d*-металів невисока. Наприклад, при помірному нагріванні мідь сполучається з галогенами, сіркою, утворюючи бінарні сполуки солеподібного типу:



Більш активно з галогенами взаємодіють Zn, Cd, Fe, Hg, Mn.

Галогеніди міді(I) утворюються внаслідок відновлення відповідних сполук міді(II):



З киснем *d*-метали утворюють оксиди прямим шляхом чи опосередковано.

Так, для заліза характерно утворення FeO та Fe₂O₃ ;

для Co – CoO, Co₂O₃, Co₃O₄;

для Ni – NiO, Ni₂O₃ ;

для Cu – Cu₂O, CuO ;

для Ag – Ag₂O;

для Zn – ZnO;

для Cd – CdO;

для Hg – Hg₂O, HgO;

для V – VO, V₂O₃, VO₂, V₂O₅;

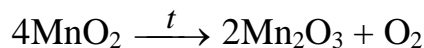
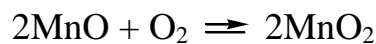
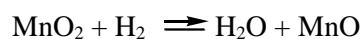
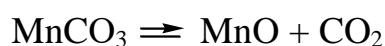
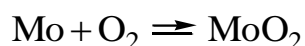
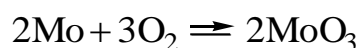
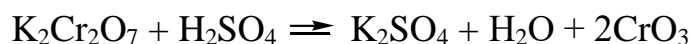
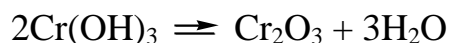
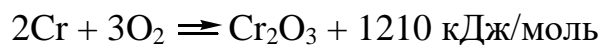
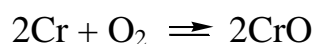
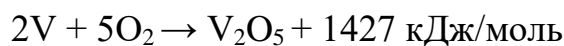
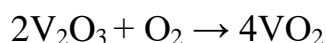
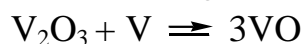
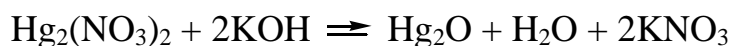
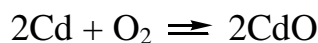
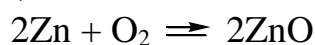
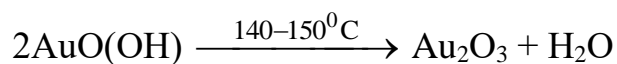
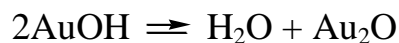
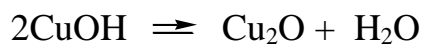
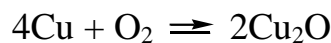
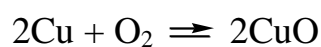
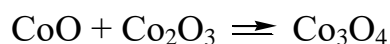
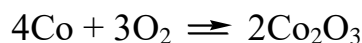
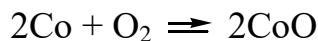
для Cr – CuO, Cr₂O₃, CrO₃;

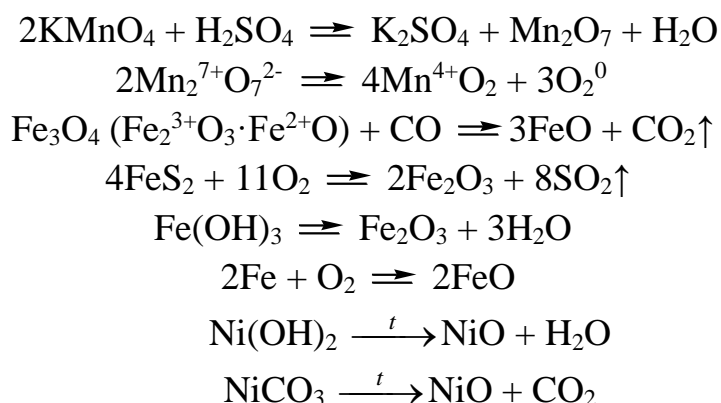
для Mo – MoO₂, MoO₃;

для Mn – MnO, Mn₂O₃; MnO₂, Mn₂O₇;

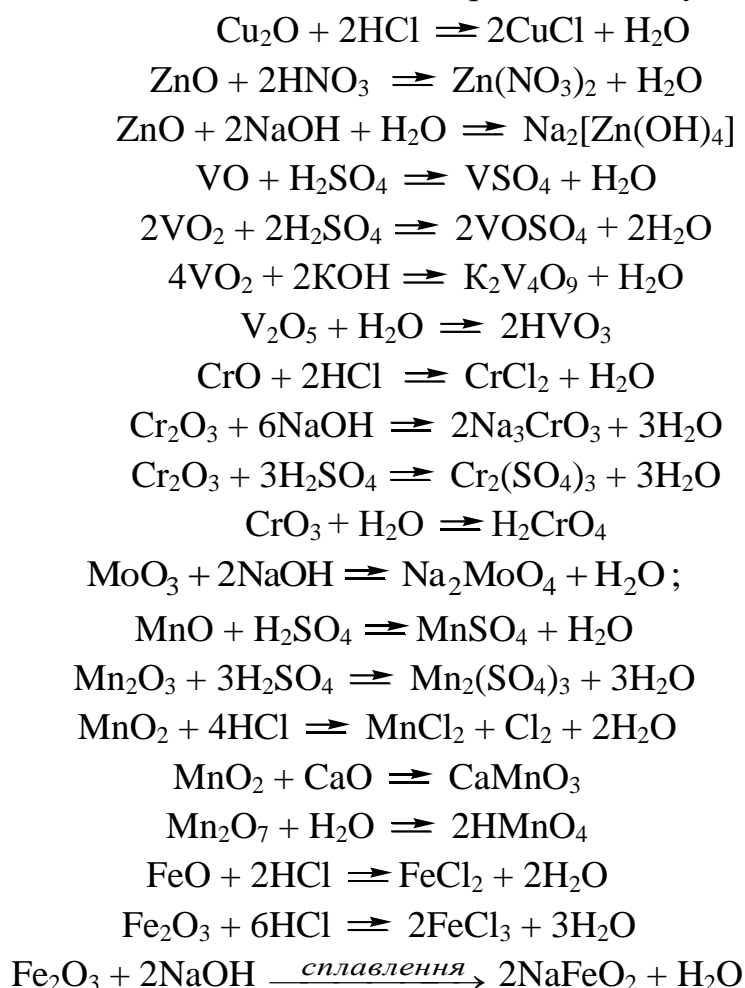
для Au – Au₂O, Au₂O₃.

Например,

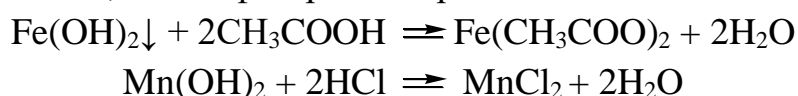


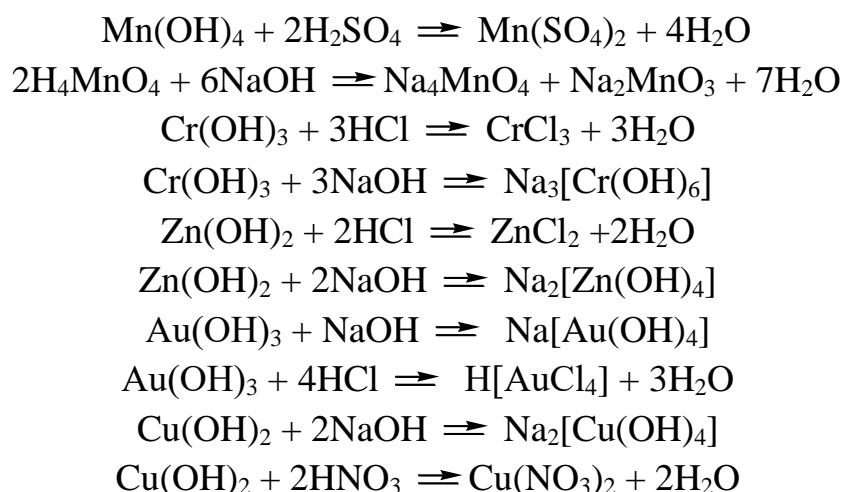


В хімічних властивостях оксидів d-металів виявляються закономірності, де оксиди металів з нижнім ступенем окислення (мінімальним) мають основні властивості, оксиди металів з вищим ступенем окислення (максимальний) – кислотні властивості, а оксиди металів з проміжним ступенем окислення – амфотерні:

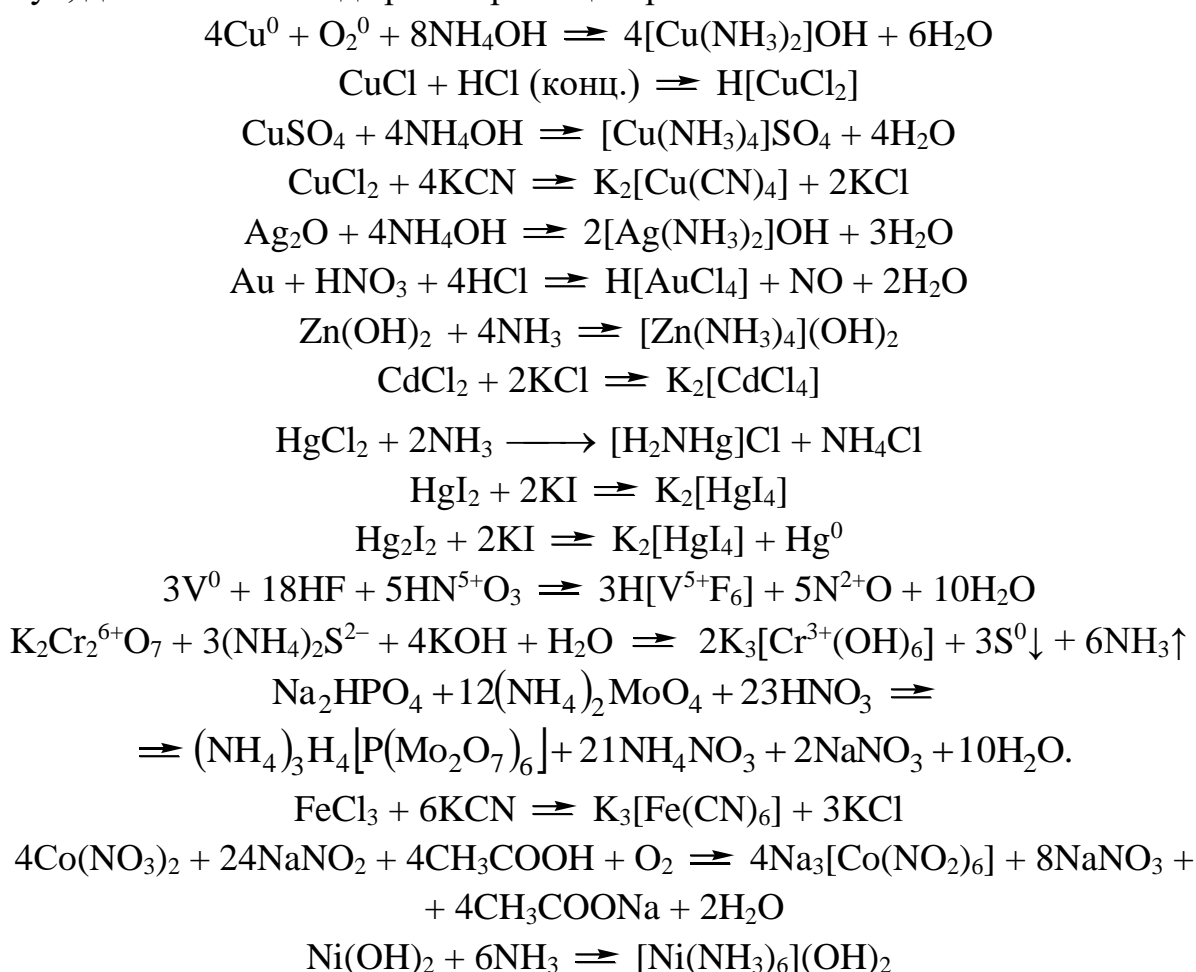


Відповідно оксидам гідроксиди d-металів можуть виявляти властивості або основ, або кислот, або амфотерних гідроксидів:





Хімічною особливістю d-металів є утворення за їх участі комплексних сполук, де вони часто відіграють роль центрального іона або атома:



Незважаючи на надзвичайно малий вміст мікроелементів у рослинах, роль їх дуже велика: під дією мікродобрив інтенсифікується утворення хлорофілу, зростає інтенсивність фотосинтезу, посилюється діяльність ферментативного комплексу, покращується дихання рослин, знижується їх

схильність до захворювань. Все це разом веде до підвищення врожайності рослин.

Установлено, що бор, марганець, мідь та цинк підвищують коефіцієнт корисного використання променистої енергії світла при фотосинтезі, стимулюють окисно-відновні реакції, які мають велике біологічне значення.

Молібден, ванадій, марганець є спеціальними каталізаторами складного процесу фіксації азоту повітря мікроорганізмами ґрунту.

Бор, марганець, цинк, мідь та інші елементи в ультрамікрокількостях впливають на стан протоплазми, сприяють адсорбційному зв'язуванню вологи. Це позитивно впливає на ріст рослин і підвищує їх посухостійкість.

Основними джерелами надходження макро- і мікроелементів у рослини є ґрунт. Вміст мікроелементів коливається залежно від типу ґрунту та зони країни. Для марганцю ці коливання становлять 0,01 – 0,5; цинку – 0,001 – 0,01; міді – 0,0001 – 0,02; кобальту – 0,00005 – 0,0025%.

У ґрунті більшість металів входить до складу силікатів, карбонатів, фосфатів та сульфатів. Крім того, залізо і марганець зустрічаються в природі як оксиди Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , MnO_2 .

Середні карбонати, фосфати та силікати двовалентних і тривалентних металів у воді нерозчинні. Часткове розчинення цих сполук може відбуватися під дією органічних кислот, які утворюються при гнитті рослинних залишків у ґрунті і виділяються коренями рослин. Прикладом може бути взаємодія солей з оцтовою кислотою: $CaCO_3 + 2CH_3COOH = Ca(CH_3COO)_2 + CO_2 + H_2O$.

В оцтовій кислоті розчинні також фосфати кальцію, магнію, марганцю, міді, цинку і заліза (II): $Cu_3(PO_4)_2 + 6CH_3COOH = 3Cu(CH_3COO)_2 + 2H_3PO_4$.

Відомий академік К.К. Гедройц розробив теорію, яка пояснює взаємодію іонів металів з ґрунтом. Зокрема, він установив, що поглинання ґрунтом іона з розчину супроводжується виходом з нього іншого іона в еквівалентних кількостях. Носієм обмінної адсорбції в ґрунті є ґрунтовий поглинальний комплекс, який являє собою високодисперсну суміш нерозчинних у воді алюмосилікатних, органічних та органо-мінеральних сполук.

У землеробстві нестачу засвоєваних, рухомих катіонів металів компенсують внесенням мінеральних добрив.

Мікроелементи вносять у ґрунт з індивідуальними солями або в складі різних відходів металургійної та хімічної промисловості.

Досліди до лабораторної роботи 15

Частина I : Властивості оксидів, гідроксидів, солей

Дослід 1. Взаємодія оксиду міді (II) з кислотами

У дві пробірки внести по 1-2 мікрошпателі оксиду міді (II) і прилити 5-6 крапель 2 н. кислот: в одну пробірку – соляної, а у другу – сірчаної. Підігріти на водяній бані і спостерігати забарвлення розчинів у пробірках. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Одержання гідроксиду міді (II) та його термічна стійкість

У пробірку внести 2-3 краплі розчину солі міді (II) і додати 2-3 краплі розчину гідроксиду калію (натрію). Нагріти пробірку з осадом, що утворився. Відмітити зміну кольору осаду внаслідок розкладання гідроксиду міді (II). Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Відношення гідроксиду міді (II) до кислот і лугів

У трьох пробірках добути гідроксид міді (II) (див дослід 2) і додати: у першу – надлишок концентрованого розчину гідроксиду калію (натрію), у другу – 2 н. розчин гідроксиду калію (натрію), у третю – 2 н. розчин сірчаної кислоти. Де відбувається розчинення осаду? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Гідроліз солей міді (II)

У дві пробірки внести по 2-3 краплі 0,5 н. розчину сульфату (або хлориду) міді (II) і за допомогою універсального індикатора визначити реакцію середовища. В одну пробірку додати 2-3 краплі гарячого розчину карбонату натрію. Спостерігати утворення зеленого осаду гідроксокарбонату міді і виділення газу. Написати рівняння реакцій гідролізу солі міді в молекулярному та іонному виду.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Взаємодія цинку з сірчаною кислотою

У дві пробірки внести по 1 мікрошпателю цинкового пилю. В одну пробірку додати 5 крапель 0,5 н. розчину сірчаної кислоти, у другу таку ж кількість крапель концентрованої сірчаної кислоти (тяга!). Пробірки з розчинами нагріти на водяній бані. За допомогою смужки фільтрувального

папірця, змоченого розчином солі свинцю (II), встановити виділення сірководню в одній з пробірок. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Взаємодія цинку з азотною кислотою

У дві пробірки внести по 1 мікрошпателью цинкового пилю. В одну пробірку додати 5 крапель 0,5 н. розчину азотної кислоти, в другу таку ж кількість крапель концентрованої азотної кислоти. Пробірки з розчинами нагріти на водяній бані. Довести за допомогою реактиву Несслера утворення у першій пробірці іонів NH_4^+ . Звернути увагу на колір газу, що виділяється у другій пробірці. Написати рівняння реакцій. Зробити висновок про вплив концентрованої азотної кислоти на склад продуктів її відновлення цинком.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Взаємодія цинку з розчином лугу

У пробірку внести 1 мікрошпателью цинкового пилю і додати 5 крапель 2 н. розчину гідроксиду натрію (калію). Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції, враховуючи, що при надлишку лугу утворюється іон $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. *Одержання гідроксиду цинку*

Внести у пробірку 10 крапель розчину солі цинку і по краплям додавати 0,5 н. розчин гідроксиду натрію до утворення білого аморфного осаду (гідроксид залишити для наступних дослідів). Написати рівняння в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. *Взаємодія гідроксиду цинку з кислотою*

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого в досліді 8. Додати 4-5 крапель розчину соляної кислоти. Написати рівняння реакції розчинення осаду в соляній кислоті у молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. *Взаємодія гідроксиду цинку з лугами*

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого в досліді 8. Додати 5 крапель розчину лугу. Спостерігати розчинення осаду. Написати рівняння реакції у молекулярному та іонному виді. За результатами дослідів 9 і 10 зробити висновок про кислотно-основні властивості гідроксиду цинку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. Гідроліз солей цинку та кадмію

На смужки універсального індикаторного папірця нанести по 1 краплі 0,5 н. розчинів солей цинку і кадмію. Порівняти рН розчинів. Яка з солей гідролізується в більшій мірі? Чому? Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. Одержання і властивості гідроксиду хрому (III)

В дослідах замість сульфату хрому можна використовувати хромово-калієві галуни $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. При складанні рівнянь реакцій замість формули галунів можна писати формулу сульфату хрому. Пояснити чому.

Одержати в двох пробірках малорозчинний гідроксид хрому (III) шляхом взаємодії розчину сульфату хрому (III) (3-4 крапель) з розчином лугу (1-2 краплини). Випробувати відношення гідроксиду хрому до кислоти і до надлишку лугу, для чого додати в одну пробірку по краплям розчин сірчаної кислоти, а в другу – розчин лугу до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. *Перетворення хромату в дихромат і навпаки*

Налити в пробірку 3-4 краплини розчину дихромату калію і додати краплинами розчин гідроксиду натрію. Спостерігати за зміною забарвлення з оранжевого на жовте. Потім долити до розчину краплинами розведеної сірчаної кислоти і спостерігати за зміною забарвлення з жовтого на оранжеве. Напишіть рівняння реакції перетворення іонів CrO_4^{2-} на іони $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ і навпаки.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 14. *Одержання і властивості гідроксиду марганцю*

Налити у пробірку 10-15 крапель розчину сульфату марганцю і додати такий самий об'єм розчину гідроксиду натрію. Спостерігати за утворенням білуватого осаду гідроксиду марганцю (II).

Розділити добутий осад на 3 пробірки. Долити в одну з них розведеної сірчаної або хлоридної кислоти, а в другу – надлишок лугу. Пояснити чому осад у кислоті розчиняється, а розчини лугу не розчиняються.

Вміст третьої пробірки кілька разів збовтати і залишити на деякий час. Спостерігати поступову зміну забарвлення осаду внаслідок окислення киснем повітря марганцю (II) до марганцю (IV). Написати рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 15. *Взаємодія заліза з розведеними кислотами*

У три пробірки внести по 4-5 крапель 2 н. розчинів соляної, сірчаної та азотної кислот. В кожен пробірку додати по шматочку залізної стружки. Якщо реакції відбуваються повільно, пробірку підігріти на водяній бані. Далі в кожен пробірку додати по одній краплі 0,01 н. розчину тіоціанату калію або амонію, які з іонами Fe^{3+} дають червоне забарвлення.

Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 16. *Одержання гідроксиду заліза (II) та дослідження його властивостей*

У три пробірки внести по 3-5 крапель розчину сульфату заліза (II) (або солі Мора) і додати по 2-3 краплі 2 н. розчину гідроксиду калію (натрію). Зафіксувати колір осаду, що утворився. Одну пробірку залишити і спостерігати за зміною кольору осаду з часом. У дві інші пробірки додати: у першу надлишок лугу, у другу розчин сірчаної кислоти. Який висновок можна зробити про хімічні властивості гідроксиду заліза (II). Написати всі необхідні реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 17. *Одержання гідроксиду заліза (III) та дослідження його властивостей*

У дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину солі заліза (III) і додати в кожену пробірку по 1-2 краплі 2 н. розчину гідроксиду калію (натрію). Відмітити колір осадів, що утворилися. В одну пробірку внести 2-3 краплі хлористоводневої кислоти, у другу – 2-3 краплі гідроксиду калію. В якій пробірці відбувається розчинення осаду? Скласти відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 18. *Гідроліз солей заліза*

А. Гідроліз солей заліза (II). В пробірку внести 1 мікрошпатель $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ і 10-15 крапель дистильованої води. За допомогою універсального індикатора визначити реакцію середовища. Написати рівняння реакції гідролізу FeSO_4 в молекулярному та іонному вигляді.

Б. Гідроліз хлориду заліза (III). У пробірку внести по 1 мікрошпателю хлориду заліза (III) і по 10-15 крапель дистильованої води. За допомогою універсального індикатора визначити реакцію середовища. Далі пробірку підігріти. Чи змінився рН розчину? Написати рівняння реакцій гідролізу $FeCl_3$ в молекулярному та іонному вигляді при кімнатній температурі та при нагріванні.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 19. *Одержання і властивості гідроксиду кобальту (II)*

Внести у пробірку 3-5 крапель розчину солі кобальту (II) і додати краплями такий самий об'єм гідроксиду натрію. Спостерігати за утворенням осаду основної солі синього кольору, який при додаванні надлишку лугу перетворюється у рожевий гідроксид кобальту (реакція прискорюється нагріванням).

Осад з рідиною розділити на дві пробірки. В одну з них додати розведеної хлоридної, сірчаної або азотної кислоти і спостерігати за розчиненням осаду, а другу залишити на деякий час на повітрі. Звернути увагу на поступове побуріння осаду внаслідок окислення гідроксиду кобальту (II). Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 20. Одержання і властивості гідроксиду кобальту (III)

Налити у дві пробірки по 3-5 крапель розчину солі кобальту (II). Додати в одну з них 2-3 краплі бромної або хлорної води (під тягою!), у другу – пероксиду водню, а потім у обидві пробірки долити по 3-5 крапель розчину лугу. Спостерігати за утворенням чорного осаду гідроксиду кобальту (III).

В кожен пробірку до осаду додати 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігати за розчиненням осаду. Звернути увагу на колір і запах газу що виділяється. Дослідити газ змоченим водою йодо-крохмальним папірцем. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 21. Одержання і властивості гідроксиду нікелю (II)

До 6-8 крапель розчину солі нікелю (II) додати такий самий об'єм розведеного розчину гідроксиду натрію і спостерігати за утворенням зеленого осаду. Розділити осад з розчином на три пробірки і дослідити як реагує

гідроксид нікелю (II) з кислотами і лугами. Вміст третьої пробірки залишити на деякий час на повітрі. Чи змінюється колір осаду? Який можна зробити висновок про взаємодію гідроксиду нікелю (II) з киснем повітря? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Частина II : Окисно-відновні властивості, комплексні сполуки

Дослід 1. Одержання аміачного комплексу міді (II)

У пробірку з розчином сульфату міді (II) (3-4краплі) додавати по краплям 20% -ний розчин аміаку до повного розчинення осаду основної солі $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Відмітити забарвлення аміачного комплексу міді (II). Написати рівняння реакцій одержання основної солі та її взаємодії з розчином аміаку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
--------------	--

Дослід 2. Одержання аміачного комплексу срібла (I) з галогенідів срібла

В пробірці одержати осад хлориду срібла додаванням до 2-3 крапель розчину AgNO_3 2-3 краплі розчину HCl . До осаду в пробірці внести 3-4 краплі 2 н. розчину аміаку. Написати рівняння реакції утворення комплексної сполуки, враховуючи, що координаційне число Ag^+ дорівнює 2.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Взаємодія гідроксиду цинку з розчином аміаку

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого додаванням по краплям до розчину сульфату цинку розчину лугу. Додати до $\text{Zn}(\text{OH})_2$ надлишок концентрованого розчину аміаку. Написати рівняння реакції розчинення гідроксиду цинку в розчині аміаку у молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Одержання комплексної сполуки ртуті (II)

В пробірку внести 4 краплі розчину нітрату ртуті (II) і по краплям додавати розчин йодиду калію до виділення осаду. Відмітити колір осаду. Далі добавляти краплями надлишок йодиду калію до повного розчинення осаду внаслідок

утворення комплексної сполуки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Якісні реакції на іони Fe^{2+} і Fe^{3+}

А. Дія на солі заліза (II) гексаціаноферату (III) калію. У пробірку внести 2-3 краплі солі заліза (II) і додати 1-2 краплі розчину гексаціаноферату (III) калію. Відмітити колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Написати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Дія на солі заліза (III) гексаціаноферату (II) калію. У пробірку внести 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 1 краплю розчину гексаціаноферату (II) калію. Відмітити колір осаду, що утворився (берлінська блакить). Написати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В. Дія на солі заліза (III) тіоціанату амонію (або калію). У пробірку взяти 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 1-2 краплі тіаціанату амонію (калію). Чим обумовлено забарвлення розчину у червоний колір? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Аміакати кобальту (II) і кобальту (III)

У дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину солі кобальту (II) і декілька крапель концентрованого розчину аміаку до розчинення осаду основної солі. Розчин в одній пробірці перемішати скляною паличкою, а в другу пробірку додати 2-3 краплі розчину пероксиду водню. Відмітити зміну забарвлення розчинів. Написати рівняння реакцій одержання і окислення аміачних комплексних кобальтів.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 7. Якісна реакція на іони Co^{2+}

До 2-3 крапель розчину солі кобальту (II) прилити 5-8 крапель насиченого розчину тіаціанату амонію або калію і додати до суміші 5-6 крапель амілового спирту. Спостерігати за забарвленням верхнього шару рідини у синій колір внаслідок утворення комплексної солі з аніоном $[Co(NCS)_4]^{2-}$, яка в органічних розчинниках розчиняється краще ніж у воді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 8. Виявлення іонів нікелю Ni^{2+} за допомогою реакції Чугаєва

Помістити в пробірку 5-6 крапель води, 2 краплі розчину солі нікелю і 1 краплю аміачного розчину диметилглюксиму $C_4H_8O_2N_2$. Спостерігати утворення яскраво-червоного осаду комплексної солі диметилглюксимату нікелю $(C_4H_7O_2N_2)_2Ni$. Написати рівняння реакції.

Реакція Чугаєва надзвичайно чутлива. За її допомогою можна виявити (за масою) одну частину нікелю в 400 000 частинах розчину.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 9. *Відновлювальні властивості сполук хрому*

Помістити в пробірку 2-3 краплі розчину солі хрому (III), підкислити його сірчаною кислотою і додати невеликими порціями розчин персульфату амонію. Зелене забарвлення розчину зміниться на оранжеве. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 10. *Окислювальні властивості сполук хрому (VI)*

У дві пробірки помістити по 2-3 краплини розчину дихромату калію, підкислити 1-2 краплинами сірчаної кислоти, додати в першу пробірку 3-4 краплини розчину Na_2SO_3 , в другу 3-4 краплини розчину FeSO_4 . Спостерігати зміну забарвлення розчинів. Скласти відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 11. *Відновлення марганцю (VII) марганцем (II)*

Налити у пробірку 5 крапель розчину сульфату марганцю (II) і додати краплинами розчин перманганату калію. Спостерігати за знебарвленням малинового кольору розчину і утворенням бурого осаду. Дослідити вміст пробірки синім лакмусовим папірцем. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 12. Якісні реакції на катіони Mn^{2+}

Окислення Mn^{2+} оксидом свинцю (IV). Взяти у пробірку крихту оксиду свинцю (IV) PbO_2 , прилити 4-5 крапель азотної кислоти і додати 1 краплю (не більше!) розчину сульфату або нітрату (тільки не хлориду) марганцю (II). Суміш перемішати і нагріти на водяній бані до $80^\circ C$. Спостерігати малинове забарвлення розчину за рахунок утворення іонів MnO_4^- . Скласти рівняння реакцій, що відбуваються. При подальшому поступовому додаванні Mn^{2+} малинове забарвлення зникає оскільки MnO_4^- відновлюється іонами Mn^{2+} (дослід 11)

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 13. Відновні властивості солей заліза (II)

У дві пробірки налити по 3-5 крапель свіжо виготовленого розчину сульфату заліза (II), підкислити 2-3 краплями розведеної сірчаної кислоти. У першу пробірку долити хлорної води, у другу додавати краплями розчин $KMnO_4$. Що при цьому спостерігається? За допомогою розчину тіоціанату амонію (калію) встановити наявність у кожній пробірці Fe^{3+} . Написати рівняння реакції і скласти до них електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 14. Окислювальні властивості сполук заліза (III)

У дві пробірки налити по 3-4 краплі розчину FeCl_3 . У одну з них додати розчин йодиду калію і додати кілька крапель розчину крохмалю. Що при цьому спостерігається?

У другу пробірку додати 3-5 крапель прозорого розчину сірководневої води і спостерігати за помутнінням розчину, внаслідок виділення сірки.

За допомогою гексаціаноферату (III) калію встановити наявність у розчині іонів Fe^{2+} . Написати рівняння реакцій і скласти до них електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

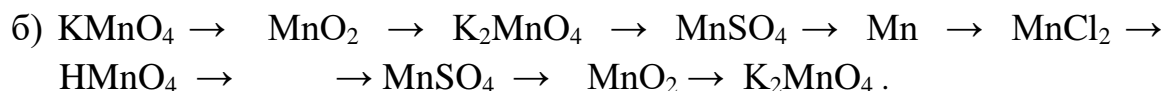
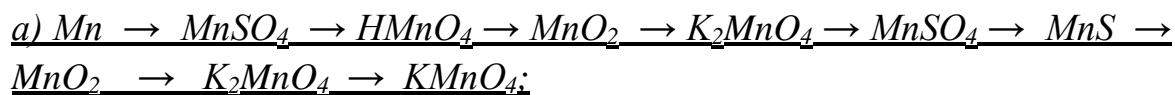
Дослід 15. Окислювальні властивості сполук срібла (I). Одержання срібного дзеркала

В пробірку внести 4-5 крапель 0,1 н. розчину нітрату срібла і додати 2-5 крапель 2 н. розчину аміаку, збовтуючи пробірку після додавання кожної краплі до розчинення осаду Ag_2O (уникати надлишку аміаку). До одержаного прозорого розчину додати 10% розчин глюкози $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{CHO}$ в об'ємі, що дорівнює об'єму нітрату срібла і аміаку. Розчин перемішати і обережно нагріти. Спостерігати на стінках пробірки утворення блискучої плівки срібла. Написати рівняння реакції, вважаючи що глюкоза переходить у амонійну сіль глюконової кислоти $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COONH}_4$.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Завдання для самостійної роботи:

1. Скласти ряд окисно-відновних перетворень:



2. Закінчити рівняння реакцій і написати їх у молекулярній формі.



3. Закінчити рівняння реакцій, скласти електронний баланс і підібрати коефіцієнти:

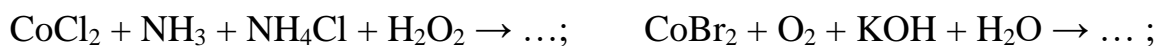


4. Скласти рівняння реакцій за якими можливі наступні перетворення:

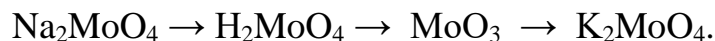


5. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій та електронний баланс до них.

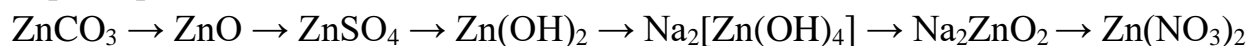
Визначити окисник та відновник.



6. Скласти рівняння реакцій послідовного перетворення речовин:



7. Скласти рівняння реакцій за допомогою яких можна виконати наступні перетворення:



8. Закінчити рівняння реакцій: $CuCl + NH_4OH \rightarrow$;



9. Скласти рівняння реакцій до наступних перетворень:



10. Закінчіть рівняння реакцій та вкажіть, які властивості в них проявляють метали: $Mn + H_2SO_4$ (конц.) \rightarrow ; $Zn + CuSO_4 \rightarrow$

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 гідроксидів, 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.

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 ₃ COO ⁻	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 -					

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 пероксиди	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 3

	-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 4

Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18⁰С

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 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 5

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	$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$	7,52·10 ⁻³ 6,31·10 ⁻⁸ 1,26·10 ⁻¹²
	$K_1 = \frac{[H^+][H_3P_2O_7^-]}{[H_4P_2O_7]}$	3,0·10 ⁻²

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$K_2 = \frac{[H^+][H_2P_2O_7^{2-}]}{[H_3P_2O_7^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][HP_2O_7^{3-}]}{[H_2P_2O_7^{2-}]}$ $K_4 = \frac{[H^+][P_2O_7^{4-}]}{[HP_2O_7^{3-}]}$	$2,3 \cdot 10^{-3}$ $2,0 \cdot 10^{-7}$ $4,3 \cdot 10^{-10}$
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	$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$4,3 \cdot 10^{-7}$ $5,6 \cdot 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]}$	$5,9 \cdot 10^{-2}$ $3,5 \cdot 10^{-5}$
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}
H_2SnO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_3^-]}{[H_2SnO_3]}$	10^{-10}
H_2PbO_3	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_3^-]}{[H_2PbO_3]}$	10^{-11}
H_3BO_3	$K_1 = \frac{[H^+][H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HBO_3^{2-}]}{[H_2BO_3^-]}$	$5,8 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
	$K_3 = \frac{[H^+][BO_3^{3-}]}{[HBO_3^{2-}]}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
$H_2B_4O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][HB_4O_7^-]}{[H_2B_4O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][B_4O_7^{2-}]}{[HB_4O_7^-]}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$ $2,0 \cdot 10^{-8}$
$HAIO_2$	$K = \frac{[H^+][AlO_2^-]}{[HAIO_2]}$	$6,0 \cdot 10^{-15}$
H_2MnO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HMnO_4^-]}{[H_2MnO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MnO_4^{2-}]}{[HMnO_4^-]}$	$\sim 10^{-1}$ $7,1 \cdot 10^{-11}$
$HMnO_4$	$K = \frac{[H^+][MnO_4^-]}{[HMnO_4]}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$
H_2CrO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HCrO_4^-]}{[H_2CrO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CrO_4^{2-}]}{[HCrO_4^-]}$	$6 \cdot 10^{-1}$ $3 \cdot 10^{-7}$
H_2MoO_4	$K_1 = \frac{[H^+][HMoO_4^-]}{[H_2MoO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MoO_4^{2-}]}{[HMoO_4^-]}$	$2,9 \cdot 10^{-3}$ $1,4 \cdot 10^{-4}$
H_2PbO_2	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_2^-]}{[H_2PbO_2]}$	$2 \cdot 10^{-16}$
$AgOH$	$K = \frac{[Ag^+][OH^-]}{[AgOH]}$	$1,1 \cdot 10^{-4}$
$Al(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Al^{3+}][OH^-]}{[AlOH^{2+}]}$	$1,38 \cdot 10^{-9}$
$Ba(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ba^{2+}][OH^-]}{[Ba(OH)^-]}$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
$Ca(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Ca(OH)^+][OH^-]}{[Ca(OH)_2]}$ $K_2 = \frac{[Ca^{2+}][OH^-]}{[Ca(OH)^-]}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$ $4,0 \cdot 10^{-3}$
$Cd(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Cd^{2+}][OH^-]}{[CdOH^+]}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$Co(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Co^{2+}][OH^-]}{[CoOH^+]}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
$Cr(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Cr^{3+}][OH^-]}{[CrOH^{2+}]}$	$1,02 \cdot 10^{-10}$

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

ЗМІСТ

Стор.

1.		Завдання курсу загальної і неорганічної хімії.....	3
2.		Загальні методичні вказівки.....	4
3.		Методичні вказівки до лабораторних робіт.....	7
	3.1	Лабораторна робота 1: Основні правила техніки безпеки та експериментальних досліджень при роботі в хімічній лабораторії.....	7
	3.2	Лабораторна робота 2: Класифікація неорганічних речовин	17
	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.....	44
	3.4	Лабораторна робота 4. Розчини. Вивчення правил складання рівнянь реакцій у розчинах електролітів.....	58
	3.5	Лабораторна робота 5. Вивчення правил складання рівнянь гідролізу та визначення рН розчинів.....	75
	3.6	Лабораторна робота 6. Вивчення правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	88
	3.7	Лабораторна робота 7. Вивчення типів окисно-відновних реакцій.....	102
	3.8	Лабораторна робота 8. Вивчення правил складання формул координаційних сполук, рівнянь реакцій за їх участі та властивостей..	110
	3.9	Лабораторна робота 9. Хімія сполук елементів головної підгрупи VII групи (Хлор, Бром, Йод).....	117
	3.10	Лабораторна робота 10. Хімія сполук елементів головної підгрупи VI групи (кисень і сірка).....	129
	3.11	Лабораторна робота 11. Хімія сполук елементів головної підгрупи V групи (азот і фосфор).....	140
	3.12	Лабораторна робота 12. Хімія сполук елементів головної підгрупи IV групи (Карбон, Силіцій, Станум і Плюмбум).....	155
	3.13	Лабораторна робота 13. Хімія сполук елементів головної підгрупи III групи (Бор і Алюміній).....	173
	3.14	Лабораторна робота 14. Хімія сполук елементів головної підгрупи II групи (Магній, Кальцій, Стронцій, Барій) і I-A групи (Літій, Натрій, Калій, Цезій).....	182
	3.15	Лабораторна робота 15. Хімічні властивості сполук d-Елементів 4 і 5 періодів.....	207
		Додатки.....	236