

Міністерство освіти і науки України
Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»

ХІМІЯ

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ, КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН, ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ ТА ЗБІРНИК ІНДИВІДУАЛЬНИХ ДОМАШНІХ ЗАВДАНЬ

Навчальний посібник

*Рекомендовано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
як навчальний посібник для здобувачів ступеня бакалавра
за освітніми програмами «Інженерія авіаційних та ракетно-космічних
систем», «Літаки і вертольоти», «Системи керування літальними
апаратами та комплексами»
спеціальностей 134 Авіаційна та ракетно-космічна техніка та 173 Авіоніка,
161 Хімічні технології та інженерія*

Електронне мережне навчальне видання

Київ
НТУУ «КПІ ім. Ігоря Сікорського»
2023

Автори: *Шпак А. Є.*, кандидат хімічних наук
Власенко Н. Є., кандидат хімічних наук, доцент
Гуц Н. А., старший викладач
Шульженко О. О., старший викладач

Рецензент *Толстопадова Н.М.*, к.т.н., доц.,
Національний технічний університет України
«КПІ ім. Ігоря Сікорського»

Відповідальний
редактор *Андрійко О.О.*, д-р хім.наук, проф.,
Національний технічний університет України
«КПІ ім. Ігоря Сікорського»

*Гриф надано Методичною радою КПІ ім. Ігоря Сікорського
(протокол № 2 від 26.10.2023 р.)
за поданням Вченої ради хіміко-технологічного факультету
(протокол № 7 від 28.08.2023 р.)*

Викладено основні теоретичні поняття атомно-молекулярної теорії та стехіометричні закони хімії. Особливу увагу приділено закону еквівалентів. Також містить сучасну систематику та номенклатуру основних класів неорганічних речовин, а також методи їх отримання. Детально розглянуто хімічні властивості неорганічних речовин з використанням елементів теорії електролітичної дисоціації. Особливу увагу приділено складанню хімічних формул та рівнянь. До кожного розділу подано конкретні приклади розв'язку задач. Посібник містить завдання для самопідготовки, необхідні довідкові матеріали та лабораторний практикум.

Навчальний посібник призначений для здобувачів ступеня бакалавра спеціальностей 134 Авіаційна та ракетно-космічна техніка та 173 Авіоніка але також буде корисний студентам, що навчаються за спеціальністю 161 Хімічні технології та інженерія, а також інших технічних спеціальностей.

Реєстр. № НП 23/24-084. Обсяг 8,0 авт. арк.

Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут імені Ігоря Сікорського»
проспект Перемоги, 37, м. Київ, 03056
<https://kpi.ua>

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру видавців, виготовлювачів
і розповсюджувачів видавничої продукції ДК № 5354 від 25.05.2017 р.

© А. Є. Шпак, Н. Є. Власенко, Н. А. Гуц, О. О. Шульженко
© КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2023

Зміст

Вступ.....	5
Розділ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ.....	7
1.1. Закони ідеальних газів.....	13
1.1.1. Приклади розв'язку задач.....	17
1.2. Еквіваленти речовин. Закон еквівалентів.....	18
1.3. Еквіваленти складних сполук.....	24
1.3.1. Приклади розв'язку задач.....	29
Розділ 2. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	31
2.1. Оксиди.....	34
2.1.1. Способи одержання оксидів.....	36
2.1.2. Хімічні властивості оксидів.....	37
2.2. Основи.....	44
2.2.1. Способи одержання основ.....	46
2.2.2. Хімічні властивості основ.....	47
2.3. Кислоти.....	51
2.3.1. Способи одержання кислот. Хімічні властивості кислот.....	55
2.4. Амфотерні гідроксиди. Способи добування та хімічні властивості.....	56
2.5. Солі.....	59
2.6. Комплексні сполуки.....	65
2.6.1. Приклади розв'язку завдань.....	73
Розділ 3. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА.....	76
3.1. Заходи безпеки під час виконання лабораторних робіт.....	76
3.2. Лабораторний практикум.....	77
3.2.1. Лабораторна робота №1. Визначення молярної маси карбон(IV) оксиду.....	77
3.2.2. Лабораторна робота №2. Добування та хімічні властивості оксидів та нерозчинних гідроксидів.....	79
3.2.3. Лабораторна робота №3. Добування та хімічні властивості середніх та комплексних солей.....	79
3.2.4. Лабораторна робота №4. Визначення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації.....	80
3.2.5. Лабораторна робота №5. Хімічна кінетика.....	82
3.2.6. Лабораторна робота №6. Розчини електролітів.....	83
3.2.7. Лабораторна робота №7. Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз солей....	84
3.2.8. Лабораторна робота №8. Окисно-відновні процеси.....	85
Розділ 4. ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ.....	86
4.1. Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення. Стехіометричні закони хімії.....	86
4.2. Тема 1.2. Класи неорганічних сполук.....	91
4.3. Тема 1.3. Енергетика хімічних реакцій.....	96
4.4. Тема 1.4. Хімічна кінетика.....	101
4.5. Тема 1.5. Хімічна рівновага.....	105
4.6. Тема 2.1. Будова атомів хімічних елементів.....	109
4.7. Тема 2.2. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук.....	111
4.8. Тема 2.3. Хімічний зв'язок. Властивості молекул. Міжмолекулярна взаємодія.....	115

4.9. Тема 3.1. Загальні властивості розчинів.....	118
4.10. Тема 3.2. Розчини електролітів.....	125
4.11. Тема 3.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей.....	128
4.12. Тема 4.1. Окисно-відновні реакції.....	131
4.13. Тема 4.2. Гальванічні елементи.....	135
4.14. Тема 4.3. Електрохімія. Електроліз.....	138
4.15. Тема 4.4. Корозія металів та сплавів. Захист від корозії.....	141
5. Тести	144
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	148
Додаток А	149
Додаток Б	151
Додаток В	152
Додаток Г	153
Додаток Д	156
Додаток Е	157

Вступ

Хімія — одна з галузей природознавства, наука про склад, будову, закони та закономірності перетворень речовин, а також властивості, які залежать від складу та будови. Хімія вивчає перетворення речовин, які відбуваються зі зміною їхнього складу — хімічні реакції. Оскільки надійно встановлено, що речовини складаються з атомів, хімія займається вивченням властивостей та перетворень речовин на атомно-молекулярному рівні.

На основі сучасних хімічних знань створюються нові технології, які дозволяють отримувати з природної сировини нові речовини та матеріали з унікальним набором властивостей, які не трапляються у природних умовах: напівпровідникові та надпровідникові матеріали, полімери, сплави, барвники, лікарські препарати, синтетичні миючі засоби та багато іншого. Хоча хімія дає можливість отримувати нові корисні речовини та матеріали, неналежне використання її досягнень призводить до виникнення екологічних проблем.

Загальна хімія є фундаментом хімічної науки. Вона показує, які основні закони керують поведінкою речовин та їх перетвореннями. На основі цих законів можна розглядати хімічні властивості речовин, причини появи цих властивостей та шляхи можливих перетворень речовин.

До важливих та актуальних завдань сучасної хімічної науки можна віднести розуміння екологічно небезпечних та шкідливих факторів професійної діяльності та корегування їх змісту з метою попередження негативного впливу на навколишнє середовище.

З метою підготовки кваліфікованих фахівців першого рівня підготовки та для поглиблення розуміння фізико-хімічних явищ та процесів, у навчальному посібнику представлені такі розділи: основні поняття хімії, атомно-молекулярне вчення та стехіометричні закони хімії, класи неорганічних сполук, комплексні сполуки. До розділу, що містить індивідуальні завдання для домашньої підготовки, включено задачі з таких тем: будова атома та хімічний зв'язок, періодичний закон та система Д.І. Менделєєва, хімічна термодинаміка та кінетика, розчини неелектролітів та електролітів, окисно-відновні реакції, гальванічні елементи, корозія металів та захист від неї, електроліз.

Матеріал, викладений у даному посібнику, базується на дисциплінах "Хімія", "Фізика", "Математика" за програмою середньої школи. Кожний теоретичний розділ включає у себе виклад матеріалу та приклади розв'язання

задач різної складності. До кожного розділу з індивідуальними домашніми завданнями наведено теоретичні питання, що поглиблюють засвоєння матеріалу. Також наведено лабораторні роботи, завданнями яких є розвинення у студентів навичок наукового експериментування та дослідницького підходу до вивчення предмету, закріплення теоретичного матеріалу. Такі методи та підхід до вивчення кредитного модуля сприяють формуванню здатності студентів до системного мислення та підготовленості до вирішення завдань науково-дослідного характеру, а також сприяє більш ефективному вивченню наступних спеціальних дисциплін та закладає базові знання з ведення та передбачення результатів фізико-хімічних перетворень у технологічних процесах у багатьох галузях господарства.

Вміння отримувати певні конструкційні матеріали з наперед заданими фізико-хімічними властивостями є одним з ключових у сучасному матеріалознавстві. Підвищення стійкості та, за необхідності, захист таких конструкційних матеріалів від дії зовнішнього середовища в умовах експлуатації також є одним з завдань, розв'язуваним за допомогою знань з хімії. Іншим аспектом використання цих знань є створення, отримання та використання матеріалів для енергоперетворюючих систем (паливних елементів, акумуляторів), що широко використовуються у сучасній техніці. Дисципліна сприяє більш ефективному вивченню спеціальних дисциплін та закладає базові знання з ведення та передбачення результатів фізико-хімічних перетворень у технологічних процесах.

Таким чином, перед майбутнім фахівцем виникне низка завдань: навчитися описувати будову металів та неметалів, а також їх сполук та знати методи модифікації їх властивостей; навчитися визначати оптимальні матеріали для елементів конструкції сучасної техніки з урахуванням їх структури, фізичних, механічних, хімічних та експлуатаційних властивостей; вміти керувати технологічними процесами виробництва технічних елементів та об'єктів. Для успішного вирішення цих завдань необхідні знання з дисципліни "Хімія".

РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

Все навколо нас — поєднання різних форм матерії, що безперервно змінюється і рухається. Розрізняють дві найважливіші форми існування матерії: речовина та поле. Поле є особливим видом матерії, що не має маси спокою[1]. Речовина — це вид матерії, яка складається з частинок, які мають масу спокою (електронів, протонів, нейтронів). Протони та нейтрони (нуклони) входять до складу компактних утворень — атомних ядер, навколо яких розташовуються електрони. Атомні ядра разом з електронами навколо них називають атомами. Об'єктом вивчення хімії як науки є речовини, що складаються з атомів. Хімія не вивчає речовину, де виділити окремі атоми неможливо або коли це не має фізичного змісту (плазма, нуклонна речовина).

Згідно до сучасних уявлень, ядра атомів складаються з протонів та нейтронів, що зв'язані силами внутрішньоядерної взаємодії. Сумарне число протонів та нейтронів у ядрі називають нуклонним або масовим числом. Заряд ядра дорівнює числу протонів, тому його також називають протонним числом. Більша частина маси атомів зосереджена у його ядрі. Ядра атомів з однаковим протонним числом можуть містити різну кількість нейтронів, а, отже, відрізнятимуться за масою. Різновиди атомів з однаковим протонним числом (з однаковим зарядом ядра), які різняться масовим числом (за рахунок різної кількості нейтронів у ядрі) називають ізотопами.

Отже, атом — хімічно неподільна електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених частинок — електронів, які рухаються навколо нього.

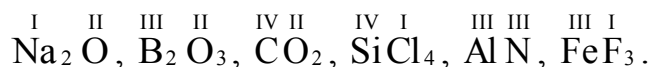
Хімічний елемент — певний вид атомів з однаковим зарядом атомних ядер.

Хімічні властивості певного елементу визначаються будовою електронних оболонок, що оточують ядро атома. У свою чергу, будова цих оболонок залежить від кількості електронів у атомі, яка визначається зарядом ядра. Тому атоми з однаковим зарядом ядер матимуть однакові хімічні властивості і належатимуть одному і тому ж хімічному елементу. Виходячи з цього, можна дати ще одне визначення елемента як певного виду атомів з однаковими хімічними властивостями. Під хімічними властивостями розуміють здатність реагувати з іншими речовинами. На відміну від фізичних властивостей, хімічні властивості конкретної речовини залежать від її складу, а також від структури молекул речовини.

Як відомо, ядра атомів одного хімічного елемента завжди містять однакову кількість протонів. Але атомні ядра одного хімічного елемента можуть містити неоднакову кількість нейтронів, а, отже, ці ядра матимуть і різну масу. Вид атомів (або ядер атомів), які мають однаковий заряд ядер, але різні масові числа, називають ізотопами. Розрізняють стабільні та радіоактивні ізотопи. Усі ізотопи одного хімічного елемента мають однаковий заряд ядра, але відрізняються кількістю нейтронів. Часто ізотоп позначається за допомогою символу певного елемента із значенням масового числа у верхньому лівому індексі, наприклад відомі три стабільні ізотопи Магнію: ${}^{24}_{12}\text{Mg}$, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ та ${}^{26}_{12}\text{Mg}$. Також можна написати назву елемента з додаванням через дефіс масового числа, наприклад Літій-6 та Літій-7 — стабільні ізотопи Літію. Оскільки хімічні властивості елемента майже не залежать від масового числа, а визначаються зарядом ядра атома, усі ізотопи одного елемента мають практично однакові хімічні властивості і займають одне місце (одну клітинку) у періодичній таблиці.

Атоми здатні утворювати між собою певну кількість зв'язків. Кількісно цю здатність описують терміном "валентність". Валентність — це кількість зв'язків, утворених атомом певного елемента у конкретній сполуці. Утворюючи між собою зв'язки, атоми можуть утворювати молекули. Молекула — угруповання атомів, сполучених між собою хімічними зв'язками і здатних до самостійного існування. Молекули є найменшими частинками, що зберігають хімічні властивості речовини.

У нескладних молекулах, що складаються з атомів лише двох елементів, де атоми одного елемента утворюють зв'язки тільки з атомами іншого елемента, сумарна кількість одиниць валентностей одного елемента відповідає (дорівнює) сумарній кількості одиниць валентностей іншого елемента. Це використовують під час складання формул двоелементних сполук, де атоми одного елемента утворюють зв'язки тільки з атомами іншого, наприклад:



Уявлення про дискретну (атомну) будову речовин було підтверджено усім ходом фізики та хімії та було визнано у 1860 році на I Міжнародному конгресі хіміків у Карлсруе. Ці уявлення подано в атомно-молекулярній теорії, основні положення якій наступні [2]:

- 1) Усі індивідуальні речовини є сукупністю молекул або кристалами, які побудовані з атомів.
- 2) Атоми одного виду (одного хімічного елемента) однакові між собою, але відрізняються від атомів іншого виду; атоми мають певну масу, яка називається атомною.

- 3) Атом є найменшою частинкою, яка є носієм хімічних властивостей елемента; його не можна розкласти хімічним способом.
- 4) Під час хімічних перетворень атоми не з'являються з нічого і нікуди не зникають. Їхня кількість залишається незмінною під час хімічної реакції, змінюються лише способи зв'язування атомів.
- 5) Внаслідок взаємодії атомів з'являються молекули - найменші частинки багатьох речовин, здатних до самостійного існування; атоми у молекулах хімічно зв'язані між собою.
- 6) Під час фізичних процесів молекули зберігаються, під час перебігу хімічних - руйнуються.
- 7) Хімічні реакції полягають в утворенні нових речовин з тих самих атомів, з яких склалися вихідні речовини.

Усі речовини поділяють на прості та складні. Прості речовини складаються з атомів лише одного хімічного елементу, а складні містять атоми різних елементів. Елементи здатні існувати у вигляді декількох простих речовин. Це явище називають алотропією, а такі прості речовини — алотропними формами чи модифікаціями. Внаслідок цього загальна кількість простих речовин (понад 400) значно більша за кількість елементів (нині відомо 118). Поява алотропних модифікацій зумовлена або різною кількістю атомів у молекулах (наприклад кисень O_2 та озон O_3), або різною будовою кристалів (алмаз та графіт). Алотропні модифікації хімічного елемента відрізняються фізичними властивостями та хімічною активністю.

Слід зауважити, що не всі речовини мають молекулярну будову. Якщо у структурі речовини можна виділити угруповання атомів, здатних до самостійного існування, то їх відносять до речовин з молекулярною будовою.

Склад речовин записується за допомогою хімічних формул. Хімічна формула — умовний запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів. Нижній правий індекс біля символу елемента у формулі показує кількість атомів цього елемента в молекулі речовини. Індекс "1" у формулах не пишуть. Наприклад, формула сульфатної кислоти H_2SO_4 показує, що до складу молекули входить два атома гідрогену, один атом сульфору та чотири атоми оксигену.

Слід розрізняти найпростішу (емпіричну) формулу речовини та молекулярну формулу. Найпростіша формула складається з символів елементів та таких індексів, відношення яких відповідає відношенню кількостей атомів відповідних елементів у певній речовині. Наприклад, емпірична формула води H_2O показує, що відношення кількості атомів

Гідрогену до кількості атомів Оксигену дорівнює двом: $\frac{N(H)}{N(O)} = \frac{2}{1}$ або

$N(H) : N(O) = 2 : 1$. Найпростіша формула фосфор(V) оксиду P_2O_5 показує, що відношення кількості атомів фосфору до кількості атомів оксигену становить

$2 : 5$: $\frac{N(P)}{N(O)} = \frac{2}{5}$ або $N(P) : N(O) = 2 : 5$. Індекси у емпіричних формулах не

мають спільного дільника. Такі формули відображають не будову, а

елементарний склад речовин. Емпіричні формули можна скласти для будь-яких речовин. Склад речовин з немолекулярною будовою записують тільки за допомогою емпіричних формул. Формула такої речовини відображає склад формульної одиниці речовини. Формульна одиниця речовини з немолекулярною будовою — умовна, не здатна до самостійного існування група атомів або іонів, склад якої відповідає емпіричній формулі речовини. Для речовин з іонною кристалічною ґраткою формульними одиницями будуть сукупності іонів, наприклад формульна одиниця кальцій нітрату $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ міститиме один іон Ca^{2+} та два іони NO_3^- . Для металів та деяких неметалів формульною одиницею вважаються окремі атоми. Так, для міді та графіту формульними одиницями будуть один атом Купруму та один атом Карбону відповідно. Для таких речовин поняття "формульна одиниця" та "атом" тотожні. Для складних речовин з атомною кристалічною ґраткою (тобто атомною будовою) формульною одиницею вважають сукупність декількох різних атомів. Наприклад для SiO_2 , речовини з атомною ґраткою, в кристалах якої неможливо виділити окремі молекули, формульною одиницею вважають сукупність одного атома Силіцію та два атома Оксигену. Для речовин з молекулярною будовою, крім емпіричної, можна скласти молекулярну формулу.

Молекулярна формула — хімічна формула, що складається з символів хімічних елементів і таких індексів, кожен з яких дорівнює кількості атомів відповідного елемента в молекулі речовини. Індeksi в молекулярних формулах можуть мати спільний дільник. Наприклад, формула бутану C_4H_{10} показує, що до складу молекули входять чотири атоми Карбону та десять атомів Гідрогену. У речовин з немолекулярною будовою молекулярних формул немає.

Атоми мають постійну масу. Але маса одного атома — дуже маленька величина. Наприклад, маса атома Ауруму складає приблизно $3,27 \cdot 10^{-25}$ кг. Тому на практиці користуватися абсолютними масами (вираженими у кілограмах) незручно, і тому існує інший спосіб визначення маси атома — використання поняття відносної атомної маси.

Відотною атомною масою називають відношення середньої маси атомів певного елемента до однієї дванадцятої частини маси атома карбону-12.

$$A_r(X) = \frac{m_0(X)}{\frac{1}{12} m_0(^{12}\text{C})},$$

де m_0 — абсолютна маса одного атома (у кілограмах чи грамах). З цієї формули неважко помітити, що відносні атомні маси є безрозмірними. Так, відносна атомна маса Ауруму розрахована так:

$$A_r(\text{Au}) = \frac{m_0(\text{Au})}{\frac{1}{12} m_0(^{12}\text{C})} = \frac{3,27 \cdot 10^{-25} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 196,97.$$

Зазвичай для розв'язку задач значення відносних атомних мас елементів (окрім Хлору) округлюють до цілих чисел.

Масу атомів також можна подати, використовуючи позасистемну одиницю вимірювання маси — так звану атомну одиницю маси (скорочено позначається як а.о.м.):

$$1 \text{ а.о.м.} = \frac{1}{12} m_0(^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Чисельно відносна атомна маса та абсолютна маса атома, виражена у атомних одиницях маси, збігаються, різняться лише одиниці вимірювання: $m_0(\text{Au}) = 196,97 \text{ а.о.м.}$; $A_r(\text{Au}) = 196,97$.

Аналогічно можна ввести поняття відносної молекулярної маси, незважаючи на те, що речовина може не мати молекулярної будови. Отже, відотною молекулярною масою називають відношення абсолютної маси молекули до однієї дванадцятої частини маси атома Карбону-12:

$$M_r(X) = \frac{m_0(X)}{\frac{1}{12} m_0(^{12}\text{C})}.$$

Як і відносна атомна маса, відносна молекулярна маса є безрозмірною величиною.

Для розв'язку задач значення відносних молекулярних мас визначають як суму відносних атомних мас як суму атомних мас усіх атомів, що складають молекулу (або формульну одиницю), а точніше як суму добутків атомних мас усіх елементів в молекулі на кількість цих атомів:

$$M_r(\text{HCl}) = 1 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{Cl}) = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 = 36,5;$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18;$$

$$M_r(\text{N}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 76;$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98;$$

$$M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 \cdot A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{P}) + 8 \cdot A_r(\text{O}) = 3 \cdot 40 + 2 \cdot 31 + 8 \cdot 16 = 310.$$

Відносна молекулярна маса показує, у скільки разів одна молекула речовини важча за одну дванадцяту частини маси атома Карбону-12.

У хімічних реакціях зазвичай беруть участь дуже багато атомів, молекул та іонів. Тому у практичних розрахунках незручно користуватися одночасно дуже великими кількостями і дуже маленькими абсолютними масами молекул (а також інших частинок). Отже, необхідно ввести поняття кількості речовини. Кількість речовини пов'язують із певним числом частинок у певній порції речовини. Одиницею кількості речовини у СІ є моль.

Моль — одиниця кількості речовини. Один моль речовини містить точно $6,02214076 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (молекул, атомів, формульних одиниць). Це число є фіксованим числовим значенням константи Авогадро, N_A , виражене в моль⁻¹, і називається числом Авогадро[3,4].

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Який фізичний зміст цієї константи? Ця величина чисельно відповідає кількості структурних одиниць, яка міститься в одному молі певної речовини. Таким чином, щоб визначити кількість речовини, необхідно кількість молекул в певній порції речовини X розділити на константу Авогадро:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Масу одного моля будь-якої речовини, виражену в грамах, називають молярною масою. Молярна маса речовини X позначається як $M(X)$ і має розмірність г/моль. Молярну масу можна визначити через кількість речовини:

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

Молярна маса — маса одного моля речовини, тобто $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул (чи формульних одиниць) цієї речовини. Молярна маса чисельно дорівнює молекулярній, але має інший зміст. Так, молярна маса етанолу C_2H_5OH становить 46 г/моль. Тоді один моль молекул етанолу, тобто $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул мають масу 46 г. З іншого боку, якщо в одному молі речовини міститься N_A структурних одиниць, то молярну масу можна визначити як добуток константи Авогадро (фактично кількість молекул в 1 молі) на масу однієї молекули (позначимо її як m_0):

$$M(X) = m_0(X) \cdot N_A.$$

Звідси можна знайти масу однієї молекули:

$$m_0(X) = \frac{M(X)}{N_A} = \frac{m(X)}{N(X)}.$$

Можна показати, що молярна маса чисельно рівна відносній молекулярній масі, але має іншу розмірність:

$$M(X) = N_A \cdot m_0(X) = N_A \cdot \frac{1}{12} m_0(^{12}C) \cdot M_r(X) = 1 \text{ г/моль} \cdot M_r(X).$$

Відносна молекулярна маса безрозмірна, а молярна маса має розмірність г/моль. Слід зауважити, що добуток константи Авогадро на величину 1 а.о.м згідно змін в SI [3,4] за визначенням не точно дорівнює одиниці, але дуже близький до неї для не дуже точних розрахунків.

Для розв'язку задач необхідно навести формулювання трьох стехіометричних законів, які тісно пов'язані з положеннями атомно-молекулярної теорії.

Закон збереження маси (закон Ломоносова-Лавуазьє): сума мас речовин, що вступили в реакцію, дорівнює сумі мас продуктів реакції. Як відомо, хімічна реакція зводиться до перегрупування атомів; деякі хімічні зв'язки руйнуються, одночасно утворюються нові. Але при цьому загальна кількість атомів залишається незмінною. Якщо ж загальна кількість атомів та на додачу маса кожного атому залишається сталою, то маса реакційної суміші теж залишатиметься постійною. А тому сума мас реагентів буде рівною сумі мас продуктів реакції.

Закон сталості складу: будь-яка чиста речовина, незалежно від способу її добування, має сталий якісний та кількісний склад. Застосовується тільки до дальтонідів — сполук зі сталим складом. Сполука матиме сталий якісний склад, бо складатиметься тільки з атомів певних елементів; сполука матиме сталий кількісний склад, оскільки атоми сполучатимуться в цілком певних

співвідношеннях, які залежать від їх валентності. До дальтонідів відносяться усі сполуки з молекулярною будовою, а також велика кількість з немоллекулярною. Водночас необхідно зауважити, що закон сталості складу справедливий не для всіх речовин. Склад таких сполук, які називають бертолідами, може змінюватись у певних межах, наприклад $\text{TiO}_{1,25-0,65}$ (емпірична формула TiO), $\text{FeS}_{0,9-1,1}$ (FeS). Усі бертоліди, серед яких багато оксидів, сульфідів, нітридів та ін., належать до сполук з немоллекулярною будовою.

1.1. Закони ідеальних газів

Газоподібний стан характеризується слабкою взаємодією між молекулами, і тому властиві для нього закономірності залежать насамперед не від природи молекул газу, а від їх числа в одиниці об'єму та температури.

Гази, на відміну від рідин та твердих речовин, під дією зовнішнього тиску здатні, стискаючись чи розширюючись, сильно змінювати об'єм, а під час розширення заповнювати весь відведений їм простір. Крім того, вони можуть необмежено змішуватися між собою з утворенням однорідної газової суміші. Стан газу описують за допомогою таких величин, як кількість речовини, тиск, об'єм та температура.

Закон Бойля – Маріотта (ізоترمичний) описує залежність між об'ємом газу та його тиском за сталих температури та кількості. Так, за сталої температури добуток об'єму газу на його тиск є сталою величиною:

$$pV = \text{const.}$$

За рахунок зменшення об'єму газу зростає його тиск і навпаки. При цьому в разі зменшення об'єму у певне число разів у стільки ж разів зросте тиск. Якщо для однієї й тієї самої кількості газу змінювати тиск і вимірювати об'єм, то за сталої температури буде справедливим наступне співвідношення:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Закон Шарля (ізохорний) описує залежність тиску газу від його температури за сталих об'єму і кількості газу. Тиск газу за незмінних маси та об'єму прямопропорційний його абсолютній температурі:

$$p = kT, \quad p/T = \text{const}, \quad p_1/T_1 = p_2/T_2$$

де k - коефіцієнт пропорційності.

Закон Гей – Люссака (ізобарний) описує залежність об'єму газу від температури за сталих тиску та кількості газу. Об'єм газу за незмінних маси і тиску прямопропорційний його абсолютній температурі:

$$V = kT, \quad V/T = \text{const}, \quad V_1/T_1 = V_2/T_2$$

де k - коефіцієнт пропорційності.

Закон Менделєєва – Клапейрона (об'єднаний закон стану ідеального газу) застосовується у разі, коли необхідно знайти об'єм газу за умов одночасної зміни температури і тиску. Відношення добутку тиску на об'єм газу до його абсолютної температури для даної кількості газу є сталою величиною:

$$\frac{pV}{T} = \text{const}, \text{ або } \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}.$$

Відношення pV/T , визначене для 1 моля газу (за нормальних умов $p = 10^5$ Па, $T = 273\text{К}$ [8] та $V = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$) позначається буквою R і називається універсальною газовою сталою ($R = 8,31$ Дж/(моль·К)). Чисельне значення цієї сталої та її розмірність залежить від одиниць вимірювання тиску, об'єму та температури. Для 1 моля газу

$$\frac{pV}{T} = R,$$

а для n моль газу рівняння запишеться так:

$$\frac{pV}{T} = nR = \frac{mR}{M} \Rightarrow pV = \frac{m}{M} RT$$

Отримане рівняння називають рівнянням стану ідеального газу або рівнянням Клайперона-Менделєєва.

Закон Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакова кількість молекул. Закон Авогадро застосовний тільки до ідеальних газів. Газ вважається ідеальним, якщо об'єм усіх молекул є набагато меншим за повний об'єм газу. Тобто розміри молекул набагато менші, ніж середня відстань між ними (принаймні у десять разів). Окрім того, вважають, що молекули газу швидко рухаються і часто стикаються між собою і стінками посудини; зіткнення є гранично пружними, між зіткненнями жодні інші сили на молекули не діють. Середня енергія і швидкість руху молекул не змінюються, якщо не змінюється температура.

Наслідки закону Авогадро:

- 1) Однакове число молекул різних газів за однакових умов займають однакові об'єми.
- 2) Один моль будь-якого газу за одних і тих самих умов займає один і той самий об'єм, що називається молярним. Іншими словами, молярний об'єм — об'єм, який займає один моль будь-якого газу за певних умов (температури та тиску). Позначається молярний об'єм газу як V_m і має розмірність л/моль. Так, за нормальних умов один моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л ($V_m = 22,4$ л/моль). За умов, що відрізняються від нормальних, значення молярного об'єму можна знайти з рівняння стану ідеального газу (рівняння Клапейрона-Менделєєва):

$$pV = n(X)RT = \frac{m(X)RT}{M(X)} \Rightarrow V_m = \frac{n(X)RT}{p},$$

де p — тиск газу, V — його об'єм, R — універсальна газова стала ($R = 8,31$ Дж/(моль·К)). Кількість газоподібної речовини повинна становити 1 моль.

Знаючи значення молярного об'єму та об'єму газу, визначених за одних і тих самих умов, можна знайти кількість газоподібної речовини:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}.$$

З іншого боку, кількість речовини можна визначити через масу та молярну масу:

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m} = \frac{m(X)}{M(X)}.$$

Тому, знаючи масу та об'єм газу, можна визначити його молярну масу:

$$M(X) = \frac{V_m \cdot m(X)}{V(X)}.$$

3) Маса однакових об'ємів різних газів за однакових температури та тиску співвідносяться між собою як їхні молярні маси. Якщо А та В — гази, що займають однакові об'єми, то кількості речовин цих газів також будуть однаковими:

$$n(A) = n(B) \Rightarrow \frac{m(A)}{M(A)} = \frac{m(B)}{M(B)} \Rightarrow \frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(A)}{M(B)}$$

Кожен газ за певних умов характеризується певною густиною ($\rho = m/V$). Відношення густини одного газу до густини іншого за тих самих умов називають відносною густиною одного газу за іншим газом. Відносна густина газу В за газом А позначається як $D_A(B)$ і є безрозмірною величиною:

$$D_A(B) = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{\left(\frac{m(B)}{V(B)}\right)}{\left(\frac{m(A)}{V(A)}\right)} = \left| \begin{array}{l} \text{Якщо} \\ V(B) = V(A) \end{array} \right| = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Якщо обидва гази знаходяться за однакових умов, то відносна густина одного газу за іншим дорівнює відношенню молярних мас цих газів, що використовується під час розв'язку задач. Часто відносну густину визначають за повітрям ($M(\text{повітря}) = 29 \text{ г/моль}$) або воднем ($M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$).

Наприклад, якщо

$$D_{\text{H}_2}(\text{Cl}_2) = \frac{M(\text{Cl}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{71 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 35,5$$

Що показує відносна густина? Вона показує, у скільки разів густина одного газу більша за густину іншого за тих самих умов. Наприклад, густина хлору у 35,5 разів більша за густину водню. Інші приклади:

$$D_{\text{пов}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{повітря})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52;$$

$$D_{\text{O}_2}(\text{SF}_6) = \frac{M(\text{SF}_6)}{M(\text{O}_2)} = \frac{146 \text{ г/моль}}{32 \text{ г/моль}} = 4,56;$$

$$D_{\text{N}_2}(\text{NH}_3) = \frac{M(\text{NH}_3)}{M(\text{N}_2)} = \frac{17 \text{ г/моль}}{28 \text{ г/моль}} = 0,607.$$

Способи визначення молярних мас газоподібних речовин.

1) Використовуючи значення молярного об'єму газу:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m} \Rightarrow M(X) = \frac{m(X) \cdot V_m}{V(X)}.$$

Експериментально визначають масу та об'єм газу, зважуючи його у посудині певного об'єму. Оскільки значення молярного об'єму залежить від тиску газу та температури, необхідно пересвідчитись, що значення молярного об'єму відповідає умовам, за яких проводиться експеримент.

2) Використовуючи рівняння Клапейрона-Менделєєва:

$$pV = n(X)RT = \frac{m(X)RT}{M(X)} \Rightarrow M(X) = \frac{m(X)RT}{pV}$$

Як і у попередньому випадку, визначають з експерименту масу та об'єм, а на додачу температуру та тиск газу. В цьому випадку немає необхідності розраховувати молярний об'єм газу.

3) Використовуючи один з наслідків закону Авогадро: якщо два різні гази займають однакові об'єми за однакових температури та тиску, то відношення їх мас відповідає відношенню їх молярних мас:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(A)}{M(B)} \Rightarrow M(B) = \frac{M(A) \cdot m(B)}{m(A)}.$$

Експеримент полягає у вимірюванні мас двох різних газів в одній посудині за незмінних температури та тиску (щоб забезпечити рівність об'ємів цих газів). При цьому знати точні значення ані об'єму посудини, ані температури та тиску не обов'язково, але потрібно знати формулу (а, отже, і значення молярної маси) одного з газів, що використовуються в експерименті.

4) Використовуючи відносну густину одного газу за іншим:

$$D_A(B) = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M(B)}{M(A)} \Rightarrow M(B) = \frac{\rho(B) \cdot M(A)}{\rho(A)}$$

Експериментально визначають маси та об'єми порцій двох різних газів (наприклад, зважують два різні гази у двох різних посудинах заздалегідь відомого об'єму). Як і в попередньому випадку, потрібно знати формулу одного з газів. Маси та об'єми цих газів визначають за однакових температури та тиску, знати точні значення яких не обов'язково.

1.1.1. Приклади розв'язку задач

Задача 1. Визначте відносну густину сірководню H_2S а) за повітрям та б) за воднем. Знайдіть масу однієї молекули сірководню та значення абсолютної густини за нормальних умов.

Розв'язок:

Знаходимо молекулярну масу сірководню:

$$M_r(\text{H}_2\text{S}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 = 34.$$

Знаходимо молярну масу сірководню:

Чисельно молярна та відносна молекулярна маса рівні, тому

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}.$$

Знаходимо відносну густину сірководню за повітрям та за воднем:

$$D_{\text{пов}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M_{\text{пов}}} = \frac{34 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,17;$$

$$D_{\text{пов}}(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{M(\text{H}_2)} = \frac{34 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 17.$$

Знаходимо масу однієї молекули сірководню:

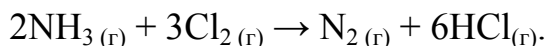
$$m_0(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{N_A} = \frac{34 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 5,65 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Знаходимо густину сірководню за нормальних умов:

Якщо $n(\text{H}_2\text{S}) = 1 \text{ моль}$, то маса сірководню чисельно дорівнюватиме його молярній масі, а об'єм відповідатиме молярному за нормальних умов (22,4 л/моль). Тоді

$$\rho(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m(\text{H}_2\text{S})}{V(\text{H}_2\text{S})} = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{V_m} = \frac{34 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,52 \text{ г/л}.$$

Задача 2. Знайдіть маси, об'єми (н.у.), кількості речовин та кількості молекул продуктів реакції аміаку з надлишком хлору, якщо прореагувало 6,8 г аміаку за рівнянням:



Розв'язок:

Знаходимо молекулярні маси реагентів та продуктів реакції:

$$M_r(\text{NH}_3) = 1 \cdot A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{H}) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$M_r(\text{N}_2) = 2 \cdot A_r(\text{N}) = 2 \cdot 14 = 28$$

$$M_r(\text{HCl}) = 1 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{Cl}) = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 = 36,5.$$

Знаходимо молярні маси реагентів та продуктів:

Оскільки молярні та відносні молекулярні маси речовин чисельно рівні, хоча і мають різну розмірність, значення молярних мас зазначених речовин наступні:

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}; M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}.$$

Оскільки аміак повністю прореагував за умовою завдання, подальші розрахунки починаємо саме з цієї речовини. Якщо є можливість, спочатку слід розрахувати кількість речовини для аміаку. Знаючи кількість будь-якої

речовини, можна швидко знайти її масу, об'єм та кількість молекул, а за необхідності — кількість речовини іншого учасника реакції (реагента чи продукта). Отже, знаходимо кількість аміаку:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{6,8 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

За кількістю аміаку визначаємо кількості продуктів реакції. При цьому враховуємо те, що співвідношення кількостей речовин — учасників реакції — відповідає відношенню коефіцієнтів у рівнянні реакції перед відповідними речовинами:

$$\frac{n(\text{NH}_3)}{n(\text{N}_2)} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(\text{N}_2) = \frac{n(\text{NH}_3)}{2} = \frac{0,4 \text{ моль}}{2} = 0,2 \text{ моль};$$

$$\frac{n(\text{NH}_3)}{n(\text{HCl})} = \frac{2}{6} = \frac{1}{3} \Rightarrow n(\text{HCl}) = 3 \cdot n(\text{NH}_3) = 3 \cdot 0,4 \text{ моль} = 1,2 \text{ моль}$$

Знаходимо маси продуктів реакції:

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 5,6 \text{ г}$$

$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 1,2 \text{ моль} \cdot 36,5 \text{ г/моль} = 43,8 \text{ г}$$

Знаходимо об'єми продуктів реакції:

$$V(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}$$

$$V(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot V_m = 1,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 26,88 \text{ л}$$

Знаходимо кількості молекул продуктів реакції:

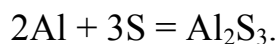
$$N(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \cdot N_A = 0,2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,204 \cdot 10^{23}$$

$$N(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot N_A = 1,2 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 7,22 \cdot 10^{23}$$

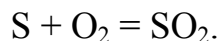
1.2. Еквіваленти речовин. Закон еквівалентів

Поняття еквівалента використовується для розрахунків мас реагентів та продуктів реакцій, а також їхніх концентрацій, встановлення складу речовин тощо. Згідно сучасних уявлень, еквівалентом називають реальну або умовну частинку речовини, яка в реакціях іонного обміну приєднує, заміщує або іншим чином відповідає одному іону Гідрогену, або в окисно-відновних реакціях відповідає одному електрону. Таке визначення можна використати для досить широкого кола реакцій, тому задля системності викладення спочатку розглянемо поняття еквівалента простої речовини (еквіваленту елемента), а потім перейдемо до поняття еквівалента складної речовини. Крім того, слід зауважити, що поняття еквівалента речовини завжди прив'язується до конкретної реакції, в яку вступає ця речовина, навіть якщо вона не подається явно.

Якщо розглядати реакції між простими речовинами з утворенням однієї складної речовини, то еквівалент будь-якої простої речовини або еквівалент елемента в такій реакції слід визначити так: еквівалент — частка атома, що припадає на одиницю його валентності в певній сполуці. Наприклад, розглянемо реакцію алюмінію з сіркою

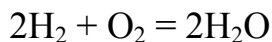


Атом Сульфуру у продукті реакції має валентність 2, і тому на одиницю валентності Сульфуру припадає половина його атома. Отже, еквівалентом Сульфуру в даній реакції (або в сполуці Al_2S_3) є половина атома Сульфуру. Еквівалентом Алюмінію буде одна третина його атома, оскільки валентність Алюмінію в продукті реакції дорівнює трьом. Зауважимо, що для елементів із змінною валентністю змінюється і еквівалент. Наприклад, у разі згоряння сірки в кисні відбувається реакція

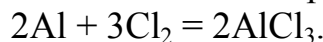


Еквівалентом Сульфуру в цій реакції є вже одна четверта частина атома Сульфуру, оскільки його валентність в продукті реакції дорівнює чотирьом.

Еквівалент елемента може відповідати одному атому елемента, якщо він виявляє валентність 1 (утворює один новий хімічний зв'язок під час реакції). Наприклад еквівалентом елемента Гідрогену є один атом Гідрогену в реакції водню з киснем



і один атом Хлору в реакції з газоподібного хлору з алюмінієм:



Зрозуміло, що еквіваленти як окремі реальні фізичні об'єкти не існують, але поняття еквівалентів є зручним для розрахунків. Щоб використати це поняття на практиці, слід пов'язати еквівалент елемента з масою речовини, і тому вводять поняття еквівалентної маси, кількості моль еквівалентів та молярної маси еквівалентів.

Еквівалентна маса елемента X — частина атомної маси, що припадає на одиницю його валентності. Позначають еквівалентну масу як $E_r\left(\frac{1}{z}X\right)$, де z — валентність атома елемента X , а $\frac{1}{z}X$ — позначення еквівалента елемента в певній сполуці чи реакції:

$$E_r\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{A_r(X)}{\text{Валентність}} = \frac{A_r(X)}{z}.$$

Оскільки відносна атомна маса є безрозмірною, еквівалентна маса елемента також є безрозмірною величиною. Значення еквівалентної маси показує, у скільки разів маса одного еквіваленту елемента більша за одну дванадцяту частину маси Карбону-12.

За аналогією до поняття моля речовини можна ввести поняття кількості моль еквівалентів елемента (позначається як $n\left(\frac{1}{z}X\right)$). Один моль еквівалентів елемента X містить $6,022 \cdot 10^{23}$ еквівалентів цього елемента. Одиницею вимірювання як кількості речовини, так і кількості моль еквівалента елемента X є моль. Масу ж одного моля еквівалентів елемента називають молярною масою еквівалентів елемента і позначають $M\left(\frac{1}{z}X\right)$.

Іншими словами, молярна маса еквівалентів елемента X — маса речовини,

що містить один моль еквівалентів елемента або $6,022 \cdot 10^{23}$ його еквівалентів. Як і для молярної маси речовини, одиницею вимірювання молярної маси еквівалентів елемента є г/моль. Молярна маса еквівалентів та кількість моль еквівалентів зв'язані між собою співвідношенням:

$$n\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}.$$

Чисельне значення молярної маси еквівалентів показує, яка маса елемента (звісно, у формі простої речовини) містить один моль його еквівалентів. Слід зауважити, що еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів чисельно рівні, але перша є величиною безрозмірною, а остання має розмірність г/моль. На практиці молярну масу еквівалентів можна знайти, розділивши молярну масу елементу на його валентність.

Іноді виникає необхідність вказати кількість еквівалентів елемента в певній порції речовини, а не тільки кількість моль еквівалентів. Кількість еквівалентів елемента є безрозмірною величиною, позначається як $N\left(\frac{1}{z}X\right)$ (аналогія з кількістю молекул) і зв'язана з кількістю моль еквівалентів наступним відношенням (нагадує аналогічне для молекул):

$$n\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{N\left(\frac{1}{z}X\right)}{N_A}.$$

У якості прикладу визначимо еквівалент, еквівалентну масу та молярну масу еквіваленту Хрому у його оксидах: CrO, Cr₂O₃ та CrO₃.

Для CrO еквівалент Хрому відповідає половині атома Хрому (позначається як $\frac{1}{2}\text{Cr}$), оскільки його валентність в даному оксиді дорівнює двом ($z = 2$).

$$E_r\left(\frac{1}{2}\text{Cr}\right) = \frac{A_r(\text{Cr})}{z} = \frac{52}{2} = 26$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Cr}\right) = \frac{M(\text{Cr})}{z} = \frac{52 \text{ г/моль}}{2} = 26 \text{ г/моль}$$

У сполуці Cr₂O₃ валентність Хрому дорівнює трьом ($z = 3$), тому його еквівалент відповідає одній третій частині атома Хрому.

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{Cr}\right) = \frac{A_r(\text{Cr})}{z} = \frac{52}{3} = 17,3$$

$$M\left(\frac{1}{3}\text{Cr}\right) = \frac{M(\text{Cr})}{z} = \frac{52 \text{ г/моль}}{3} = 17,3 \text{ г/моль}$$

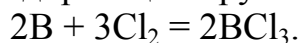
Для сполуки CrO₃ еквівалент Хрому відповідає одній шостій частині атома Хрому, оскільки його валентність дорівнює шести ($z = 6$).

$$E_r\left(\frac{1}{6}\text{Cr}\right) = \frac{A_r(\text{Cr})}{z} = \frac{52}{6} = 8,7$$

$$M\left(\frac{1}{6}\text{Cr}\right) = \frac{M(\text{Cr})}{z} = \frac{52 \text{ г/моль}}{6} = 8,7 \text{ г/моль}.$$

Еквіваленти як окремі частинки речовини не існують (за винятком випадків, коли атом виявляє валентність 1, тоді еквівалент тотожний атому), це умовне поняття, але ним зручно користуватись в хімічних розрахунках. Чому? Щоб відповісти на це питання, згадаємо той факт, що при утворенні одного нового хімічного зв'язку кожен елемент використовує одиницю своєї валентності. А на одиницю валентності в утвореній молекулі припадає один еквівалент елемента. Це означає, що при утворенні одного нового хімічного зв'язку один еквівалент одного елемента з'єднується з одним еквівалентом іншого елемента. Отже, скільки б не утворилося нових хімічних зв'язків, кількість еквівалентів одного елемента буде співпадати з кількістю еквівалентів іншого елемента.

Розглянемо це на прикладі реакції бору з хлором:



У даній реакції еквівалент Бору — одна третина атома Бору, а еквівалентом Хлору є один атом Хлору. Одна молекула BCl_3 містить три еквіваленти Хлору та три еквіваленти Бору ($3 \times \frac{1}{3}$ атома Бору = 1 атом Бору). Фактично кожен хімічний зв'язок в цій молекулі зв'язує один еквівалент Бору з одним еквівалентом Хлору. Отже, скільки б не утворилося молекул BCl_3 , кількість еквівалентів Бору буде відповідати кількості еквівалентів Хлору. Математично це записується так (відношення 1/1 у позначенні еквіваленту одновалентного елемента часто опускають):

$$n\left(\frac{1}{3}\text{B}\right) = n(\text{Cl})$$

Ці висновки справедливі і для будь-якої іншої реакції. Якщо розглянути довільну реакцію, наприклад таку, де реагують прості речовини А та В і утворюється продукт С,



то можна сказати, що кількість моль еквівалентів елементу А відповідає кількості моль еквівалентів елементу В:

$$n\left(\frac{1}{z_1}A\right) = n\left(\frac{1}{z_2}B\right),$$

де z_1 та z_2 — валентності елементів А та В відповідно.

Але кількість моль еквівалентів дорівнює відношенню маси речовини до молярної маси еквівалентів, тому можна попередню рівність подати так:

$$\frac{m(A)}{M\left(\frac{1}{z_1}A\right)} = \frac{m(B)}{M\left(\frac{1}{z_2}B\right)}.$$

Оскільки молярна маса еквівалентів елемента чисельно рівна еквівалентній масі, то можна записати рівняння так:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M\left(\frac{1}{z_1}A\right)}{M\left(\frac{1}{z_2}B\right)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{z_1}A\right)}{E_r\left(\frac{1}{z_2}B\right)}.$$

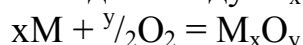
Отримане рівняння є математичним виразом закону еквівалентів: відношення мас речовин, що взаємодіють між собою без залишку, відповідає відношенню їх еквівалентних мас (або молярних мас їх еквівалентів).

Зручність поняття еквівалентів та закону еквівалентів полягає в тому, що, знаючи еквівалентні маси речовин, які реагують між собою без залишку, можна легко визначити співвідношення їх мас. Наприклад, для реакції водню і кисню з утворенням води еквівалентом Гідрогену є один атом Гідрогену, а еквівалентом Оксигену є половина атома Оксигену, тому їх еквівалентні маси становлять $E_r(\text{H}) = 1$, $E_r(\frac{1}{2}\text{O}) = 8$. Оскільки відношення еквівалентних мас Гідрогену та Оксигену становить 1:8, то і відношення мас водню і кисню, що вступають у цю реакцію, також становитиме 1:8.

Методи визначення еквівалентних мас

1) Ваговий метод. Суть методу полягає у експериментальному визначенні мас реагентів або продуктів реакції, а далі, знаючи еквівалентну масу одного елемента, визначити еквівалентну масу іншого.

Наприклад для визначення еквівалентної маси металу M можна спалити його на повітрі чи в кисні до оксиду M_xO_y :

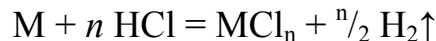


Для цього наважку металу спалюють, а потім зважують утворений оксид. З різниці цих мас визначають масу кисню, що вступив у реакцію: $m(O_2) = m(M_xO_y) - m(M)$. Далі, знаючи еквівалентну масу Оксигену, що дорівнює восьми, можна визначити еквівалентну масу металу, виходячи з закону еквівалентів:

$$\frac{m(M)}{m(O_2)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{z}M\right)}{E_r\left(\frac{1}{2}O\right)}.$$

2) Об'ємний метод. Під час експерименту визначають об'єм газу, що вступає у реакцію або утворюється внаслідок неї, а потім розрахунок еквівалентної маси елемента проводять за законом еквівалентів.

Наприклад, щоб визначити еквівалентну масу металу M можна розчинити його у кислоті (HCl або розведений H_2SO_4) та виміряти об'єм водню, що метал витіснить з кислоти:



Знаючи об'єм виділеного водню, його температуру та тиск, розраховують його масу за рівнянням Клапейрона-Менделєєва. Тоді, знаючи масу металу, що розчинився в кислоті, розраховують його еквівалентну масу за законом еквівалентів:

$$\frac{m(M)}{m(H_2)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{z}M\right)}{E_r(H)}$$

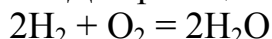
Розрахунки можна здійснити іншим шляхом, використавши поняття еквівалентного об'єму.

Еквівалентний об'єм — об'єм газу, який містить один моль еквівалентів речовини. Еквівалентний об'єм (позначається як $V_m\left(\frac{1}{z}X\right)$, вимірюється у л/моль) зв'язаний з об'ємом газу рівнянням:

$$V_m\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{V(X)}{n\left(\frac{1}{z}X\right)}$$

Значення еквівалентного об'єму залежить не тільки від тиску та температури, а й від реакції, в яку вступає газоподібна речовина.

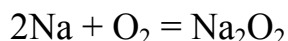
Визначимо значення еквівалентного об'єму кисню, який вступає у взаємодію з воднем або з натрієм. Для реакції кисню з воднем



еквівалентом Оксигену є одна друга частина атома Оксигену, оскільки кожен його атом утворює два нові хімічні зв'язки. Це означає, що одна молекула кисню містить чотири еквіваленти Оксигену. Тобто за нормальних умов один моль молекул кисню займає об'єм 22,4 л і містить 4 моля еквівалентів Оксигену. А на один моль еквівалентів Оксигену припадає об'єм, у чотири рази менший за молярний:

$$V_m\left(\frac{1}{2}O\right) = \frac{V_m}{4} = \frac{22,4 \text{ л/моль}}{4} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Для реакції кисню з натрієм



еквівалентом Оксигену є один атом Оксигену, оскільки кожен його атом утворює один новий хімічний зв'язок з Натрієм. Отже, одна молекула кисню містить два еквіваленти Оксигену. За нормальних умов один моль молекул кисню займає об'єм 22,4 л і містить 2 моля еквівалентів Оксигену. А на один моль еквівалентів Оксигену припадає об'єм, вдвічі менший за молярний:

$$V_m(\text{O}) = \frac{V_m}{2} = \frac{22,4 \text{ л/моль}}{2} = 11,2 \text{ л/моль}.$$

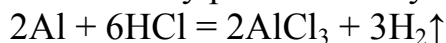
Отже, математичний вираз закону еквівалентів у загальному вигляді можна записати ще й так (речовина А — рідка або тверда, В — газоподібна):

$$n\left(\frac{1}{z_1} A\right) = n\left(\frac{1}{z_2} B\right) \Rightarrow \frac{m(A)}{M\left(\frac{1}{z_1} A\right)} = \frac{V(B)}{V_m\left(\frac{1}{z_2} B\right)}.$$

Молярну масу еквівалентів нелеткої речовини А визначають так:

$$M\left(\frac{1}{z_1} A\right) = \frac{m(A) \cdot V_m\left(\frac{1}{z_2} B\right)}{V(B)}.$$

Наприклад для визначення еквівалентної маси чи молярної маси еквівалентів Алюмінію його наважку розчиняють у хлоридній кислоті:



Потім визначають об'єм водню та перераховують його значення на нормальні умови, використовуючи об'єднаний газовий закон. Надалі розраховують молярну масу еквівалентів Алюмінію, використовуючи закон еквівалентів:

$$M\left(\frac{1}{3} \text{Al}\right) = \frac{m(\text{Al}) \cdot V_m(\text{H})}{V(\text{H}_2)},$$

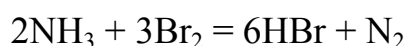
де $V_m(\text{H}) = 11,2 \text{ л/моль}$.

1.2. Еквіваленти складних сполук

Поняття еквіваленту, еквівалентної маси та використання закону еквівалентів можна поширити і на складні сполуки. Еквівалент складної сполуки — частка її формульної одиниці, яка в хімічній реакції відповідає одному еквіваленту Гідрогену (одному атому Гідрогену) або одному електрону. Один еквівалент Гідрогену відповідає утворенню одного нового хімічного зв'язку, тому еквівалентом складної сполуки вважають частку її формульної одиниці, що припадає на один еквівалент Гідрогену або на кількість новоутворених хімічних зв'язків. Цю кількість еквівалентів Гідрогену позначають як z^* і називають числом еквівалентності.

Як і для простих речовин, еквівалент складних речовин залежить від реакції, в яку вступає сполука.

Наприклад еквівалентом аміаку в реакції



є одна третя частина його молекули (позначається як $1/3 \text{ NH}_3$, $z^* = 3$), оскільки для утворення молекулярного азоту N_2 всі три зв'язки N-H в молекулі аміаку повинні розірватися. Якщо аміак вступає у реакцію



то еквівалентом аміаку є одна молекула аміаку, оскільки одна молекула аміаку утворює один новий зв'язок з іоном H^+ і утворенням іону амонію NH_4^+ ($z^* = 1$).

Відповідно еквівалентна маса складної речовини визначається як відношення відносної молекулярної маси до числа еквівалентності:

$$E_r\left(\frac{1}{z^*} AB\right) = \frac{M_r(AB)}{z^*}$$

і є безрозмірною величиною. Молярна маса еквівалентів складної речовини визначається як відношення її молярної маси до числа еквівалентності:

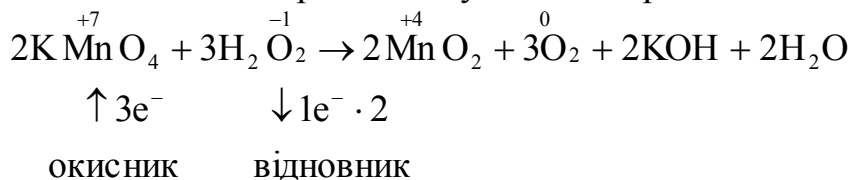
$$M\left(\frac{1}{z^*} AB\right) = \frac{M(AB)}{z^*}$$

і має розмірність г/моль.

Поняття молярної маси еквівалентів та кількості моль еквівалентів є фактично однаковими як для простих, так і для складних речовин. Формулювання закону еквівалентів також не зміниться від того, розглядаються прості чи складні речовини в якості учасників реакції. Чисельне значення молярної маси еквівалентів як для простих, так і для складних речовин дорівнює чисельному значенню еквівалентної маси, хоча і мають різні розмірності. Тому визначення еквіваленту, розрахунок еквівалентної маси та молярної маси еквівалентів, а також застосування закону еквівалентів зводяться до коректного визначення числа еквівалентності сполуки в певній реакції.

Перш ніж наводити правила і формули для визначення числа еквівалентності для представників конкретних класів неорганічних сполук, слід пам'ятати наступні зауваження:

1) Для окисно-відновних реакцій число еквівалентності z^* відповідає кількості відданих (для відновників) або прийнятих (для окисників) електронів на одну формульну одиницю (молекулу) речовини. Наприклад число еквівалентності калій перманганату KMnO_4 в реакції

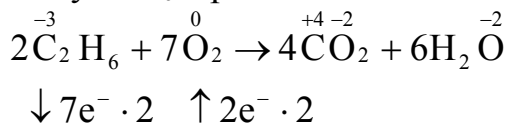


дорівнює трьом ($z^* = 3$). Тоді еквівалентом є одна третина формульної одиниці KMnO_4 ($1/3 \text{ KMnO}_4$), оскільки одна формульна одиниця перманганату приєднує три електрони. Відповідно еквівалентна маса є втричі меншою за молекулярну:

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{KMnO}_4\right) = \frac{M_r(\text{KMnO}_4)}{z^*} = \frac{158}{3} = 52,7$$

$$M\left(\frac{1}{3}\text{KMnO}_4\right) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{z^*} = \frac{158 \text{ г/моль}}{3} = 52,7 \text{ г/моль}$$

Число еквівалентності етану C_2H_6 в реакції його повного згоряння



відновник окисник

дорівнює 14, оскільки кожен з двох атомів Карбону віддає по сім електронів, а на всю молекулу припадає 14 відданих електронів. Тому еквівалентом етану є одна чотирнадцята частина його молекули ($\frac{1}{14}\text{C}_2\text{H}_6$), а еквівалентна маса в чотирнадцять разів є меншою за молекулярну:

$$E_r\left(\frac{1}{14}\text{C}_2\text{H}_6\right) = \frac{M_r(\text{C}_2\text{H}_6)}{z^*} = \frac{30}{14} = 2,14$$

$$M\left(\frac{1}{14}\text{C}_2\text{H}_6\right) = \frac{M(\text{C}_2\text{H}_6)}{z^*} = \frac{30 \text{ г/моль}}{14} = 2,14 \text{ г/моль}$$

2) Для тих реакцій, що не відносяться до окисно-відновних (реакції обміну, комплексоутворення тощо) максимальне значення числа еквівалентності дорівнює кількості зв'язків, що сполучають головні складові частини формульної одиниці.

3) За нижченаведеними формулами визначається лише максимальне значення z^* , але воно залежить від конкретної реакції, в яку вступає речовина.

Розрахунок максимального значення числа еквівалентності z^* залежить від приналежності сполуки до певного класу неорганічних сполук:

1) Для оксидів із загальною формулою $\overset{n}{\text{E}}_x \overset{\text{II}}{\text{O}}_y$ (n – валентність елементу E) максимальне значення z^* дорівнює кількості зв'язків, що сполучають всі атоми E з атомами Оксигену. Іншими словами, число еквівалентності дорівнює добутку валентності елементу E на кількість його атомів у формульній одиниці або добутку валентності Оксигену на кількість його атомів у формульній одиниці $z^* = n \cdot x = 2 \cdot y$. Тоді еквівалентну масу оксиду можна визначити так:

$$E_r\left(\frac{1}{z^*}\text{E}_x\text{O}_y\right) = \frac{M_r(\text{E}_x\text{O}_y)}{z^*} = \frac{x \cdot A_r(\text{E}) + y \cdot A_r(\text{O})}{z^*} = \frac{x \cdot A_r(\text{E})}{n \cdot x} + \frac{y \cdot A_r(\text{O})}{2y} =$$

$$= \frac{A_r(\text{E})}{n} + \frac{A_r(\text{O})}{2} = E_r\left(\frac{1}{n}\text{E}\right) + E_r\left(\frac{1}{2}\text{O}\right) = E_r\left(\frac{1}{n}\text{E}\right) + 8$$

На цьому прикладі показано, що еквівалентна маса складної речовини є сумою еквівалентних мас її складових частин. Відомо, що оксид — речовина, що складається з атомів елемента E та атомів Оксигену, зв'язаних тільки з

атомами Е. Тому еквівалентна маса оксиду елемента Е дорівнює сумі еквівалентної маси елемента Е та еквівалентної маси Оксигену, що дорівнює восьми.

Наприклад, знайдемо еквівалентні маси таких оксидів: CO_2 , B_2O_3 , Cl_2O_7 :

$$E_r\left(\frac{1}{4}\text{CO}_2\right) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{z^*} = \frac{A_r(\text{C}) + 2 \cdot A_r(\text{O})}{z^*} = \frac{12 + 2 \cdot 16}{4} = 11$$

$$E_r\left(\frac{1}{6}\text{B}_2\text{O}_3\right) = \frac{M_r(\text{B}_2\text{O}_3)}{z^*} = \frac{2 \cdot A_r(\text{B}) + 3 \cdot A_r(\text{O})}{z^*} = \frac{2 \cdot 11 + 3 \cdot 16}{6} = 11,67$$

$$E_r\left(\frac{1}{14}\text{Cl}_2\text{O}_7\right) = \frac{M_r(\text{Cl}_2\text{O}_7)}{z^*} = \frac{2 \cdot A_r(\text{Cl}) + 7 \cdot A_r(\text{O})}{z^*} = \frac{2 \cdot 35,5 + 7 \cdot 16}{14} = 13,07$$

2) Для основ з загальною формулою $\text{M}(\text{OH})_n$ (n — валентність металу М або кислотність основи) максимальне значення числа еквівалентності дорівнює кислотності основи, $z^* = n$. Еквівалентна маса основи дорівнює сумі еквівалентної маси металу М та еквівалентної маси гідроксигрупи ОН:

$$E_r\left(\frac{1}{z^*}\text{M}(\text{OH})_n\right) = \frac{M_r(\text{M}(\text{OH})_n)}{n} = E_r\left(\frac{1}{n}\text{M}\right) + E_r(\text{OH}) = E_r\left(\frac{1}{n}\text{M}\right) + 17$$

Наприклад, знайдемо еквівалентні маси $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($z^* = 2$) та $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ($z^* = 3$):

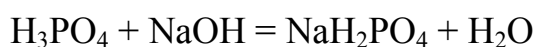
$$E_r\left(\frac{1}{2}\text{Mg}(\text{OH})_2\right) = \frac{M_r(\text{Mg}(\text{OH})_2)}{z^*} = \frac{24 + 2 \cdot (16 + 1)}{2} = 29$$

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{Bi}(\text{OH})_3\right) = \frac{M_r(\text{Bi}(\text{OH})_3)}{z^*} = E_r\left(\frac{1}{3}\text{Bi}\right) + 17 = \frac{A_r(\text{Bi})}{3} + 17 = \frac{209}{3} + 17 = 86,67$$

3) Для кислот з загальною формулою H_nA (A — кислотний залишок, n — основність кислоти) максимальне значення числа еквівалентності дорівнює основності кислоти або кількості атомів Гідрогену у її молекулі, здатних заміщуватися на атоми металів, $z^* = n$. Еквівалентна маса кислоти дорівнює сумі еквівалентних мас Гідрогену та кислотного залишку:

$$E_r\left(\frac{1}{z^*}\text{H}_n\text{A}\right) = \frac{M_r(\text{H}_n\text{A})}{z^*} = E_r(\text{H}) + E_r\left(\frac{1}{n}\text{A}\right) = E_r\left(\frac{1}{n}\text{A}\right) + 1$$

Проілюструємо той факт, що еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів речовини залежить від конкретної реакції, в яку вступає ця речовина. Це твердження справедливе для сполуки, що належить будь-якому класу речовин, а не тільки до категорії кислот. Знайдемо еквівалентну масу ортофосфатної кислоти в її можливих реакціях з лугом. Так, для реакції



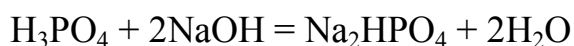
число еквівалентності для ортофосфатної кислоти дорівнює одиниці, оскільки на одну молекулу кислоти припадає один новоутворений зв'язок

між залишком кислоти та атомом Натрію. Еквівалентом кислоти в цьому випадку є одна молекула кислоти, а тому еквівалентну масу розраховують так:

$$E_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)}{z^*} = \frac{98}{1} = 98 \quad (z^* = 1)$$

$$E_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = E_r(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + E_r(\text{H}) = \frac{M_r(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}{z^*} + \frac{A_r(\text{H})}{1} = \frac{97}{1} + 1 = 98$$

Якщо процес нейтралізації кислоти відбудеться глибше, за рівнянням

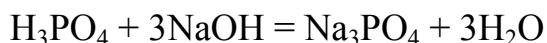


то число еквівалентності ортофосфатної кислоти дорівнюватиме двом, оскільки на атоми металу заміщується два атоми Гідрогену в одній молекулі кислоти. Еквівалентом кислоти в цьому випадку є половина молекули кислоти, і еквівалентна маса H_3PO_4 буде відповідати половині її молекулярної маси:

$$E_r\left(\frac{1}{2}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = \frac{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)}{z^*} = \frac{98}{2} = 49 \quad (z^* = 2)$$

$$E_r\left(\frac{1}{2}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = E_r(\text{HPO}_4^{2-}) + E_r(\text{H}) = \frac{M_r(\text{HPO}_4^{2-})}{z^*} + \frac{A_r(\text{H})}{1} = \frac{96}{2} + 1 = 49$$

Якщо відбудеться повна нейтралізація кислоти за рівнянням



то число еквівалентності кислоти дорівнюватиме трьом, а еквівалентом кислоти в цій реакції є третина її молекули. Еквівалентна маса ортофосфатної кислоти буде дорівнювати третині її молекулярної маси:

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = \frac{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)}{z^*} = \frac{98}{3} = 32,7 \quad (z^* = 3)$$

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{H}_3\text{PO}_4\right) = E_r(\text{PO}_4^{3-}) + E_r(\text{H}) = \frac{M_r(\text{PO}_4^{3-})}{z^*} + \frac{A_r(\text{H})}{1} = \frac{95}{3} + 1 = 32,7$$

4) Для солей з загальною формулою $\overset{n}{\text{M}}_x \overset{m}{\text{A}}_y$ (n — валентність металу M , m — валентність кислотного залишку A) максимальне значення числа еквівалентності дорівнює добутку валентності металу M на кількість його атомів у формульній одиниці або добутку валентності кислотного залишку A на його кількість у формульній одиниці $z^* = n \cdot x = m \cdot y$.

Еквівалентна маса солі дорівнює сумі еквівалентної маси металу M та еквівалентної маси кислотного залишку:

$$E_r\left(\frac{1}{z^*}M_xA_y\right) = \frac{M_r(M_xA_y)}{z^*} = \frac{x \cdot A_r(M)}{z^*} + \frac{y \cdot M_r(A)}{z^*} = \frac{A_r(M)}{n} + \frac{M_r(A)}{m} =$$

$$= E_r\left(\frac{1}{n}M\right) + E_r\left(\frac{1}{m}A\right)$$

1.3.1. Приклади розв'язку задач

Задача 1. Знайдемо еквівалентні маси солей FeCl_3 ($z^* = 3$) та $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($z^* = 6$).

Розв'язок:

$$E_r\left(\frac{1}{3}\text{FeCl}_3\right) = \frac{M_r(\text{FeCl}_3)}{z^*} = \frac{A_r(\text{Fe}) + 3 \cdot A_r(\text{Cl})}{z^*} = \frac{56 + 3 \cdot 35,5}{3} = 54,17$$

$$E_r\left(\frac{1}{6}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3\right) = E_r\left(\frac{1}{3}\text{Al}\right) + E_r\left(\frac{1}{2}\text{SO}_4^{2-}\right) = \frac{A_r(\text{Al})}{n} + \frac{M_r(\text{SO}_4^{2-})}{m} = \frac{27}{3} + \frac{96}{2} = 57$$

Задача 2. Відомо, що оксид металу M_xO_y містить 61,45 мас.% металу. Визначте еквівалентну масу металу в оксиді.

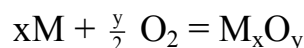
Розв'язок: Знайдемо співвідношення мас металу і Оксигену, що утворюють оксид. Для цього прийнемо для зручності, що маса оксиду складає 100г. Розрахуємо масу металу у даній наважці:

$$\omega(M) = \frac{m(M)}{m(\text{M}_x\text{O}_y)} \Rightarrow m(M) = m(\text{M}_x\text{O}_y) \cdot \omega(M) = 100 \text{ г} \cdot 0,6145 = 61,45 \text{ г}$$

Розрахуємо масу Оксигену в наважці оксиду:

$$m(\text{O}) = m(\text{M}_x\text{O}_y) \cdot \omega(\text{O}) = m(\text{M}_x\text{O}_y) \cdot (1 - \omega(M)) = 100 \text{ г} \cdot (1 - 0,6145) = 38,55 \text{ г}$$

Запишемо умовну реакцію утворення оксиду з простих речовин:



Зауважимо, що кожен атом Оксигену в цій реакції утворює два нові зв'язки, тому еквівалентом Оксигену є одна друга частина атома Оксигену, а його еквівалентна маса дорівнює 8. Складемо математичний вираз закону еквівалентів для простих речовин у цій реакції та знайдемо еквівалентну масу металу M :

$$\frac{m(\text{M})}{m(\text{O}_2)} = \frac{E_r\left(\frac{1}{z}\text{M}\right)}{E_r\left(\frac{1}{2}\text{O}\right)} \Rightarrow E_r\left(\frac{1}{z}\text{M}\right) = \frac{m(\text{M}) \cdot E_r\left(\frac{1}{2}\text{O}\right)}{m(\text{O}_2)} = \frac{61,45 \text{ г} \cdot 8}{38,55 \text{ г}} = 12,75$$

Задача 2. Визначте еквівалентну масу металу, якщо 1,859 г металу витісняє з кислоти 0,35 л водню (н.у.).

Розв'язок: Складемо загальне рівняння взаємодії металу М з кислотою-неокисником H_nA , внаслідок чого утворюється сіль M_xA_y та виділяється водень:



Оскільки склад кислоти та солі невідомий, зосередимо увагу на атомах металу та Гідрогену. Як вже відомо, еквівалентом Гідрогену є один атом Гідрогену, оскільки він одновалентний. Валентність металу позначимо буквою z , тому еквівалентом металу є $1/z$ частина його атома.

Згідно закону еквівалентів, кількість моль еквівалентів будь-яких учасників реакції (реагентів або продуктів) є однаковою. Іншими словами, кількість моль еквівалентів металу дорівнює кількості моль еквівалентів Гідрогену:

$$n\left(\frac{1}{z}\text{M}\right) = n(\text{H})$$

Розпишемо кількість моль еквівалентів металу через відношення його маси до молярної маси еквівалентів, а кількість моль еквівалентів Гідрогену через відношення об'єму водню до еквівалентного об'єму Гідрогену, після чого знайдемо молярну масу еквівалентів металу і чисельно рівну їй еквівалентну масу:

$$\begin{aligned} \frac{m(\text{M})}{M\left(\frac{1}{z}\text{M}\right)} &= \frac{V(\text{H}_2)}{V_m(\text{H})} \Rightarrow M\left(\frac{1}{z}\text{M}\right) = \frac{m(\text{M}) \cdot V_m(\text{H})}{V(\text{H}_2)} = \\ &= \frac{1,859 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л}}{0,35 \text{ л}} = 59,49 \text{ г/моль}; \quad E_r\left(\frac{1}{z}\text{M}\right) = 59,49 \end{aligned}$$

РОЗДІЛ 2. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Всі речовини прийнято поділяти на прості та складні. Прості речовини — такі речовини, які складаються з атомів одного хімічного елемента. Наприклад, елемент Нітроген утворює просту речовину азот (N_2), елемент Оксиген утворює прості речовини кисень (O_2) та озон (O_3), елемент Карбон утворює речовини графіт, алмаз, фулерен та карбін. В свою чергу прості речовини поділяють на метали та неметали. До металів відносять тверді за кімнатної температури (за винятком ртуті) речовини з високою тепло- та електропровідністю, а також з металічним блиском. Під час механічних навантажень метали не руйнуються, а змінюють свою форму, тобто відзначаються певною пластичністю. Метали можна кувати, витягати в дріт. Кристалічна гратка металів побудована з атомів. Носіями струму в металах є вільні електрони (так званий електронний газ) [5]. Атоми металів у хімічних реакціях схильні до віддачі валентних електронів і до утворення позитивно заряджених іонів (катіонів).

На протилежність металам, неметали не мають металічного блиску, мають невисоку електропровідність (належать до діелектриків або напівпровідників). До неметалів відносять як речовини, що складаються з молекул (гази, рідини, легколеткі тверді речовини), так і речовини з атомною граткою (тверді, нелеткі речовини). Атоми неметалів схильні до приєднання електронів та утворення негативно заряджених іонів (аніонів).

Визначити, які елементи утворюють прості речовини — метали (так звані елементи-метали), а які — неметали, можна за допомогою періодичної системи, використавши правило діагоналі. Як відомо, в періоді в напрямку збільшення заряду ядра (або атомного номера, тобто зліва направо) зростають неметалічні властивості елементів, а в групі (згори донизу) — посилюються металічні. Таким чином, всі елементи-неметали розташовуються справа та вище від діагональної лінії Гідроген – Бор – Германій – Телур – Астат, як показано на рис 2.1. жовтим кольором. Зліва та нижче від цієї діагоналі розташовуються елементи-метали (позначено зеленим). Чим далі елемент розташований від цієї діагоналі, тим яскравіше він виявлятиме металічні або неметалічні властивості. Близько до діагоналі розташовуються елементи з проміжними властивостями, які називають металоїдами. До них відносять такі елементи як Германій, Арсен, Стибій, Телур та інші. Це правило використовують для визначення неметалічних або металічних властивостей елементів головних підгруп періодичної системи. Натомість всі елементи побічних підгруп належать до металів. Тому елементів-металів більше, ніж елементів-неметалів, а, отже, і простих речовин з металічними властивостями існує більше, ніж з неметалічними.

Напівкількісно міру металічних і неметалічних властивостей можна описати за допомогою величини, яку називають електронегативністю. Електронегативність — величина, що характеризує здатність атомів

притягати до себе електрони у будь-якому хімічному оточенні (тобто електрони хімічних зв'язків). Електронегативність є відносною безрозмірною величиною. Існує декілька різних способів розрахунку значень електронегативності елементів і відповідно декілька різних її шкал. Наприклад, значення електронегативностей елементів за Полінгом наведено Додатку Б. Але, незважаючи на спосіб визначення електронегативностей елементів, їхні значення у різних шкалах відрізняються несуттєво.

		Група							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Період	1	H							He
	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	7	Fr	Ra	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Рис. 2.1. Розподіл металічних та неметалічних властивостей елементів головних підгруп періодичної системи

Складні речовини — речовини, що складаються з атомів різних хімічних елементів. Складні речовини поділяють на оксиди, основи, кислоти та солі. Окремо слід виділити групу комплексних сполук, деякі з яких за своїми властивостями можна відносити як до основ, деякі до кислот або солей.

Для складання формул різних складних речовин корисно застосовувати поняття про ступені окиснення елементів у різних сполуках.

Ступінь окиснення — це той заряд, якого набули б атоми, якщо електрони, що беруть участь в утворенні хімічних зв'язків, повністю змістилися б до атома з більшою електронегативністю.

Значення ступеня окиснення є цілими значеннями, знаходяться у замкненому інтервалі від -4 до +8. Позначається ступінь окиснення арабською цифрою над символом атома, перед якою обов'язково зазначається знак ("+" чи "-"), наприклад $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-1}{\text{F}}_4$, або римськими

цифрами після назви елемента, наприклад сполуки фосфору(V), сполуки кобальту(III) [1].

Так, якщо два різні елементи утворюють складну речовину, атом елемента з більшою електронегативністю буде мати негативний ступінь окиснення, а атом елемента з меншою — позитивний. Це відбувається тому, що під час утворення хімічних зв'язків між атомами елементів має місце нерівномірний розподіл електронів між атомами, тобто зв'язувальна електронна хмара тією чи іншою мірою зміщується від менш електронегативного до більш електронегативного атома.

Правила, що використовуються при визначенні ступеня окиснення елементів, наступні:

1) у простих речовинах ступінь окиснення будь-якого елемента завжди дорівнює нулю, наприклад $\overset{0}{\text{P}}_4$, $\overset{0}{\text{O}}_2$, $\overset{0}{\text{O}}_3$, $\overset{0}{\text{Fe}}$;

2) у складних речовинах сума ступенів окиснення всіх елементів (з врахуванням їх кількості у формульній одиниці чи молекулі) завжди дорівнює нулю, наприклад $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3$, $\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$;

3) елементи-метали головної підгрупи першої групи — Li, Na, K, Rb, Cs, Fr — у своїх сполуках завжди мають ступінь окиснення +1;

4) елементи-метали головної підгрупи другої групи — Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra — у своїх сполуках завжди мають ступінь окиснення +2;

5) максимальний позитивний ступінь окиснення елементів відповідає номеру групи, в якій він знаходиться; виняток — елементи побічних підгруп VIII та I груп;

6) для елементів-металів рідко спостерігаються негативні ступені окиснення; найнижчий ступінь окиснення для них дорівнює нулю;

7) елемент флуор у складних сполуках завжди має ступінь окиснення -1 як найбільш електронегативний елемент;

8) деякі елементи у складних сполуках мають одне, постійне значення позитивного ступеня окиснення, наприклад Zn, Cd — +2, Al, Ga, In — +3.

Для визначення ступенів окиснення елементів корисно також використовувати деякі закономірності появи певних ступенів окиснення (на відміну від правил, на практиці трапляються часто, але справджуються не завжди):

1) елемент кисень у багатьох сполуках перебуває у ступені окиснення -2;

2) елемент водень у багатьох сполуках перебуває у ступені окиснення +1, за винятком гідридів металів, де ступінь окиснення атомів водню становить -1 ($\overset{-1}{\text{LiH}}$, $\overset{-1}{\text{CaH}}_2$) [1];

3) найнижчий ступінь окиснення для більшості неметалів (у сполуках з воднем та металами) відповідає номеру групи мінус 8. Проте є винятки, що впливають з властивостей окремих елементів [1], наприклад для елемента бору найнижчий ступінь окиснення становить -3.

2.1. Оксиди

Оксиди — двохелементні сполуки, до складу яких входить елемент Оксиген у ступені окиснення -2. В усіх без винятку оксидах елемент оксиген утворює хімічні зв'язки тільки з атомами інших елементів (крім Флуору). Оскільки за значенням електронегативності Оксиген поступається лише Флуору, атоми решти елементів, утворюючи оксиди, перебуватимуть лише у позитивних ступенях окиснення. Слід пам'ятати, що для елементів, що утворюють оксиди, значення позитивного ступеня окиснення відповідає валентності.

Номенклатура. Спочатку називають менш електронегативний елемент у називному відмінку, записуючи з маленької літери, після чого без пробілу у дужках римськими цифрами вказують валентність елементу (ступінь окиснення без знаку заряду). Потім записують слово "оксид". Якщо елемент має сталу валентність і утворює лише один оксид, виявляючи лише один можливий ступінь окиснення, то валентність не вказують. Отже, формат назви оксидів наступний: назва елемента(валентність) оксид. Приклади: CO_2 — карбон(IV) оксид, Al_2O_3 — алюміній оксид, Na_2O — натрій оксид, V_2O_5 — ванадій(V) оксид, V_2O_3 — ванадій(III) оксид, SO_3 — сульфур(VI) оксид, H_2O — гідроген оксид.

Також часто використовуються і традиційні назви, наприклад CO — чадний газ, CO_2 — вуглекислий газ, SO_2 — сірчистий газ, H_2O — вода, CaO — негашене вапно.

Якщо певний елемент виявляє в оксиді свій максимальний ступінь окиснення, то такий оксид називають вищим оксидом цього елемента. Найчастіше (хоча і не завжди) максимальний ступінь окиснення елемента дорівнює номеру групи, в якій він знаходиться. У якості прикладу складемо формули вищих оксидів телуру та фосфору (табл. 2.1).

Таблиця 2.1

Послідовність складання формул оксидів телуру та фосфору

Дія	Результат	
Спочатку записують символ елемента, формулу оксиду якого потрібно скласти, а справа від нього символ елемента оксигену	TeO	PO
Зазначаємо над кожним елементом його ступінь окиснення (або валентність)	$\overset{+6}{\text{Te}}\overset{-2}{\text{O}}$	$\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}$
Якщо можливо, ступені окиснення елементів скорочують на спільний дільник та переносять у індекс біля сусіднього елемента. Індокси записують арабськими цифрами без знаку заряду.	$\overset{+6}{\text{Te}}\overset{-2}{\text{O}}_3$	$\overset{+5}{\text{P}}_2\overset{-2}{\text{O}}_5$

Можна перевірити правильність складання формули: сума ступенів окиснення всіх елементів у формульній одиниці повинна дорівнювати нулю.

Отже, формули оксидів елементів, в яких вони виявляють лише один позитивний ступінь окиснення, будуть наступними (табл. 2.2):

Таблиця 2.2

Залежність формул оксидів від валентності та ступеню окиснення елемента

Валентність елемента	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Ступінь окиснення елемента	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Формула оксиду елемента	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4

Оксиди поділяють на дві нерівноцінні категорії — солеутворюючих та індиферентних (несолетвоутворюючих). Нечисельні оксиди з останньої категорії (на відміну від решти) не реагують з водою, кислотами та основами з утворенням солей. До них можна віднести газоподібні N_2O , NO , CO (дальтоніди) та аморфний смолоподібний SiO (належить до бертолідів). Решту відомих оксидів відносять до солеутворюючих. В свою чергу, солеутворюючі оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні (рис. 2.2).

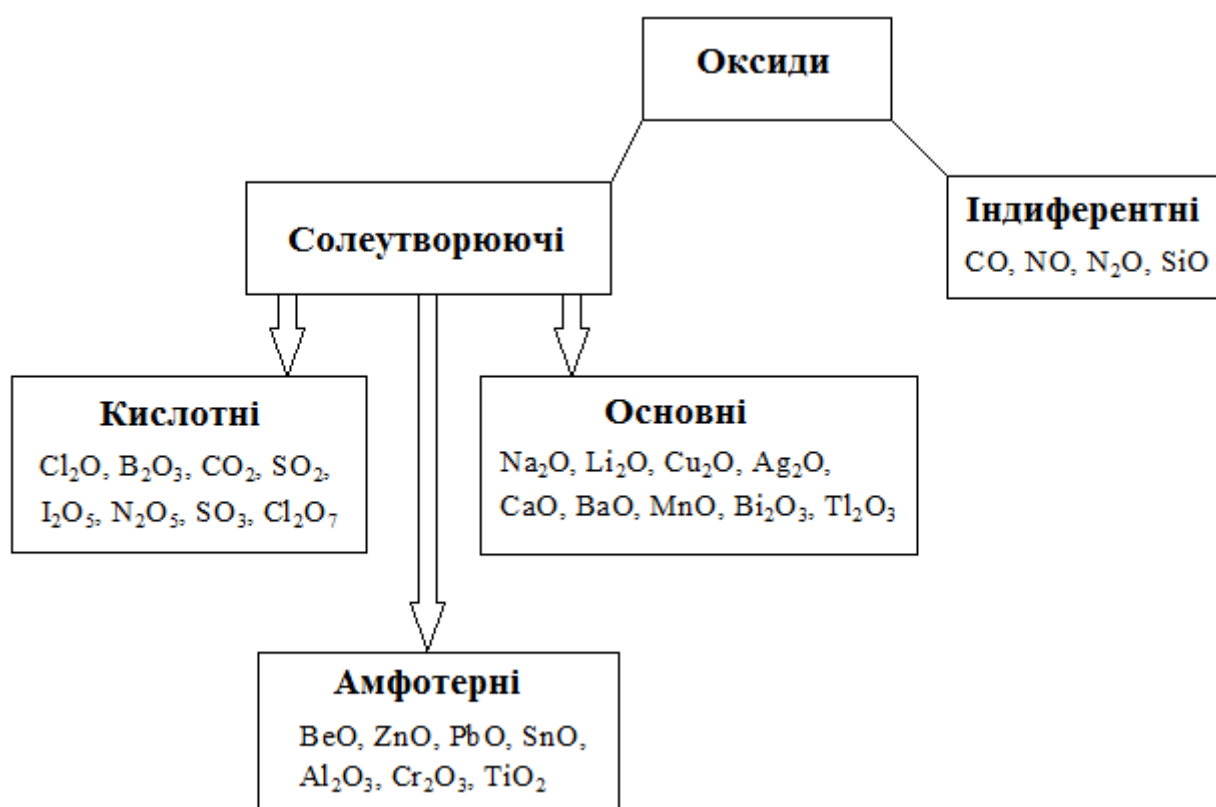


Рис. 2.2. Схема класифікації оксидів

До основних належать оксиди елементів-металів у невисоких (+1 та +2) ступенях окиснення, за винятком амфотерних ZnO , BeO , SnO та PbO . Також до основних належать деякі оксиди металів, в яких вони перебувають у

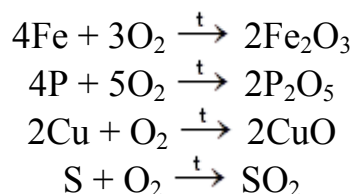
ступені окиснення +3, а саме Ti_2O_3 , Tl_2O_3 , Bi_2O_3 . Також до оксидів з переважанням основних властивостей відносять V_2O_3 та оксиди лантаноїдів +3.

До амфотерних належать оксиди металів, де ступінь окиснення останніх дорівнює +3 та +4, а також деякі оксиди металів у ступені окиснення +2, а саме ZnO , BeO , SnO та PbO .

До кислотних відносять оксиди металів у високих (+5 і вище) ступенях окиснення, а також усі оксиди неметалів, які не потрапляють у категорію індиферентних.

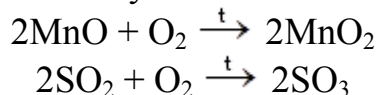
2.1.1. Способи одержання оксидів

1. Оксиди можна одержати взаємодією між простими речовинами за нагрівання:

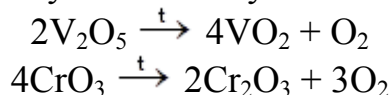


Більшість простих речовин окиснюються при нагріванні, за винятком галогенів, інертних газів, срібла, золота та платини.

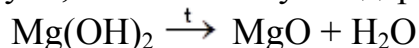
2. Також оксиди одержують окисненням інших оксидів, в яких атоми елементів знаходяться в нижчих ступенях окиснення:



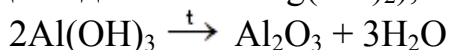
3. Оксиди елементів у нижчих ступенях окиснення добувають термічним розкладом оксидів елементів у високих ступенях окиснення:



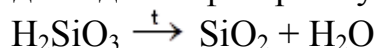
4. Також оксиди одержують розкладом (найчастіше під час нагрівання) основ, кислот та амфотерних гідроксидів. Часто при цьому утворюються оксиди, які відповідають цим основам, кислотам та амфотерним гідроксидам. Вважають, що оксид відповідає кислоті, основі чи амфотерному гідроксиду, якщо ступінь окиснення елемента, що утворює оксид, дорівнює ступеню окиснення цього ж елемента у основі чи кислоті. Хімічний характер утвореного оксиду (основний, кислотний чи амфотерний) відповідає хімічному характеру сполуки, з якої його було одержано:



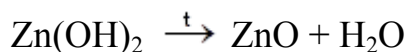
(основний оксид MgO відповідає основі $\text{Mg}(\text{OH})_2$);



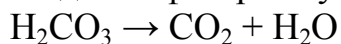
(амфотерний оксид Al_2O_3 відповідає амфотерному гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$);



(кислотний оксид SiO_2 відповідає кислоті H_2SiO_3);

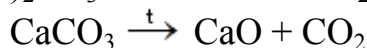


(амфотерний оксид ZnO відповідає амфотерному гідроксиду Zn(OH)₂);

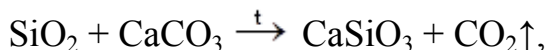


(кислотний оксид CO₂ відповідає кислоті H₂CO₃).

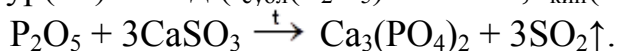
5. Оксиди можна одержати термічним розкладом оксигенвмісних солей, найчастіше карбонатів або нітратів:



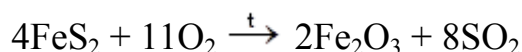
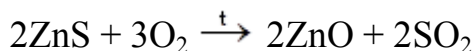
6. Іноді оксиди одержують взаємодією солей оксигенвмісних кислот з кислотними оксидами за нагрівання. При цьому необхідно мати на увазі, що оксид, який реагуватиме з сіллю, повинен бути менш летким, тобто переходити у газоподібний стан за вищих температур, ніж оксид, що утворюється внаслідок реакції. Також при цьому утворюється сіль такої кислоти, що відповідає менш леткому кислотному оксиду. Наприклад, під час нагрівання суміші сіліцій(IV) оксиду з кальцій карбонатом утворюватиметься газоподібний карбон(IV) оксид ($t_{\text{субл}}(\text{CO}_2) = -78,5^\circ\text{C}$, $t_{\text{топл}}(\text{SiO}_2) = 1710^\circ\text{C}$):



а при взаємодії фосфор(V) оксиду з кальцій сульфідом виділиться газоподібний сульфур(IV) оксид ($t_{\text{субл}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 347^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}}(\text{SO}_2) = -10,1^\circ\text{C}$):

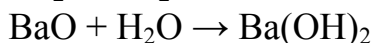


7. Також оксиди одержують спалюванням складних речовин за високої температури:



2.1.2. Хімічні властивості оксидів

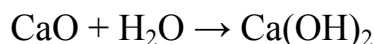
1. Деякі основні оксиди реагують з водою з утворенням відповідних основ:



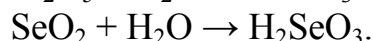
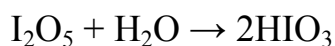
З основних оксидів з водою взаємодіють тільки оксиди лужних (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr – s-елементів першої групи) та лужноземельних (Ca, Sr, Ba, Ra – s-елементів другої групи) металів, які вирізняються підвищеною хімічною активністю у порівнянні з рештою основних оксидів. Внаслідок взаємодії оксидів лужних або лужноземельних металів з водою утворюються сполуки, які називають основами. Вони складаються з катіонів металів та гідроксид-аніонів OH⁻. Основи, утворені при взаємодії оксидів лужних та лужноземельних металів з водою, добре розчиняються у воді (тільки Ca(OH)₂ є малорозчинним) і називаються лугами. Решта основних оксидів у воді не розчиняються і з нею не взаємодіють. Лише магній оксид MgO дуже

повільно взаємодіє з водою, трохи швидше — при нагріванні. Також не взаємодіють з водою амфотерні та несолеутворюючі оксиди.

Отже, оксиди лужних або лужноземельних металів взаємодіють з водою, утворюючи відповідні їм гідроксиди. Зауважимо, що відповідним оксиду металу є такий гідроксид, який містить атом металу у тому ж ступені окиснення, що і у оксиді. Наприклад, запишемо рівняння реакції кальцій оксиду з водою. Кальцій знаходиться у другій групі періодичної системи і у сполуках виявляє єдиний позитивний ступінь окиснення +2. Отже, формула кальцій оксиду буде CaO . При взаємодії з водою цей оксид утворить відповідний йому гідроксид, де ступінь окиснення Кальцію також становитиме +2. При складанні формули основи (чи амфотерного гідроксиду) слід пам'ятати, що кількість гідроксогруп (OH^-) у формульній одиниці відповідає ступеню окиснення атома металу (заряду катіону металу). Це означає, що на один атом Кальцію припадає дві гідроксогрупи для забезпечення електронейтральності формульної одиниці. Таким чином, формула кальцій гідроксиду запишеться як Ca(OH)_2 , а рівняння реакції виглядатиме так:



2. Кислотні оксиди реагують з водою з утворенням відповідних оксигенвмісних кислот:



Зауважимо, що кислота, яка при цьому утворюється, відповідає вихідному кислотному оксиду, а кислотний оксид відповідатиме кислоті. Ступінь окиснення елементу, що утворює кислотний оксид, зберігатиметься і у відповідній йому кислоті. Найбільш уживані кислотні оксиди та відповідні їм кислоти наведено у таблиці 2.3.

Таблиця 2.3

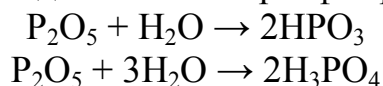
Деякі найважливіші ангідриди та відповідні їм кислоти

Неметал	Формула оксиду неметалу	Формула кислоти, що відповідає оксиду	Назва кислоти
1	2	3	4
Карбон C	CO	—	—
	CO ₂	H ₂ CO ₃	карбонатна
Нітроген N	N ₂ O	—	—
	NO	—	—
	N ₂ O ₃	HNO ₂	нітритна
	N ₂ O ₅	HNO ₃	нітратна
Флуор F	—	HF	фторидна
Силіцій Si	SiO ₂	H ₂ SiO ₃	метасилікатна
		H ₄ SiO ₄	ортосилікатна
Фосфор P	P ₂ O ₃	H ₂ (HPO ₃)	фосфітна
	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄	ортофосфатна
		HPO ₃	метафосфатна
		H ₄ P ₂ O ₇	дифосфатна

1	2	3	4
Сульфур S	—	H ₂ S	сульфідна
	SO ₂	H ₂ SO ₃	сульфітна
	SO ₃	H ₂ SO ₄	сульфатна
Хлор Cl	—	HCl	хлоридна
	Cl ₂ O	HClO	гіпохлоритна
	—	HClO ₂	хлоритна
	—	HClO ₃	хлоратна
	Cl ₂ O ₇	HClO ₄	перхлоратна
Ванадій V	V ₂ O ₅	HVO ₃	ванадатна
Хром Cr	CrO ₃	H ₂ CrO ₄	хроматна
		H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна
Манган Mn	Mn ₂ O ₇	HMnO ₄	перманганатна
Арсен As	As ₂ O ₃	HAsO ₂	метаарсенітна
		H ₃ AsO ₃	ортоарсенітна
	As ₂ O ₅	H ₃ AsO ₄	ортоарсенатна
		HAsO ₃	метаарсенатна
Селен Se	—	H ₂ Se	селенідна
	SeO ₂	H ₂ SeO ₃	селенітна
	SeO ₃	H ₂ SeO ₄	селенатна
Бром Br	—	HBr	бромідна
	—	HBrO	гіпобромітна
	—	HBrO ₃	броматна
	—	HBrO ₄	перброматна
Телур Te	—	H ₂ Te	телуридна
	TeO ₂	H ₂ TeO ₃	телуритна
Іод I	—	HI	іодидна
	—	HIO	гіпоіодитна
	I ₂ O ₅	HIO ₃	іодатна

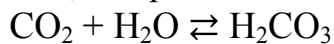
Якщо елемент E в одному і тому ж ступені окиснення утворює дві кислоти, то для кислоти, яка містить найменшу кількість атомів гідрогену (на один атом E), перед назвою додають приставку мета-, а у назві кислоти з максимальною кількістю атомів гідрогену використовують приставку орто-.

У випадку, коли одному кислотному оксиду відповідає дві чи більша кількість кислот, внаслідок реакції кислотного оксиду з водою може утворитися будь-яка з них. Це залежить від кількісного співвідношення реагентів. Так, при взаємодії фосфор(V) оксиду з нестачею води утвориться метафосфатна кислота, а з надлишком — ортофосфатна:



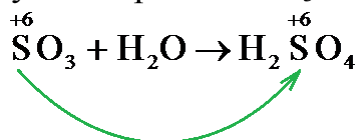
Кислотним оксидом, який не взаємодіє з водою, є SiO₂. Кислоти, що йому відповідають — ортосилікатну H₄SiO₄ чи метасилікатну H₂SiO₃ — добувають іншим шляхом, а саме взаємодією розчинних солей цих кислот з іншими кислотами.

Слід відмітити особливості взаємодії карбон(IV) оксиду CO_2 та сульфур(IV) оксиду SO_2 з водою. При взаємодії цих оксидів з водою утворюються відповідні кислоти, але реакції не доходять до кінця:

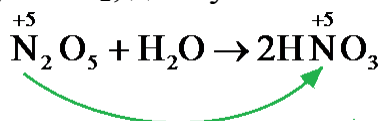


В разі утворення в результаті інших реакцій карбонатної або сульфідної кислоти, вони розкладаються з утворенням води та відповідного оксиду — CO_2 або SO_2 , що виділятимуться у вигляді газів.

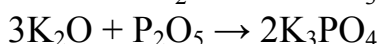
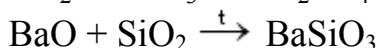
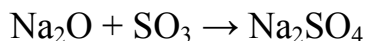
Наприклад, якщо потрібно скласти рівняння взаємодії сульфур(VI) оксиду з водою, необхідно згадати, які кислоти утворює Сульфур. Сульфідна кислота H_2S не є оксигенвмісною, тому в цій реакції не утвориться. З двох оксигенвмісних кислот, які залишаються, H_2SO_3 та H_2SO_4 , ступінь окиснення сульфуру +6 матиме тільки остання. Саме вона буде відповідати сульфур(VI) оксиду і утворюватися в результаті реакції SO_3 з водою:



Аналогічно, нітроген(V) оксид N_2O_5 при взаємодії з водою утворить нітратну кислоту HNO_3 , де ступінь окиснення нітрогену, як і у оксиді, становить +5, а не нітритну HNO_2 , де ступінь окиснення нітрогену +3:



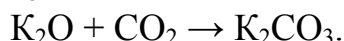
3. Основні або амфотерні оксиди реагують з кислотними оксидами з утворенням солей:



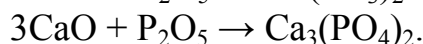
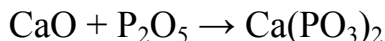
Пояснити перебіг реакцій між оксидами можна за допомогою теорії Лукса-Флуда. Згідно цієї теорії, кислотні властивості виявлятиме оксид, який приєдує іони O^{2-} , а основні — оксид, що їх віддає (є донором іонів O^{2-}). Основні оксиди мають іонну будову: вони складаються з позитивно заряджених іонів — катіонів металів та іонів кисню(2-). В реакціях між оксидами для основних оксидів характерною рисою є здатність до віддачі аніона O^{2-} , оскільки такий іон вже присутній у кристалічній ґратці основного оксиду. І навпаки, для кислотних оксидів характерним є процес приєднання іонів O^{2-} . Молекула кислотного оксиду приєднує один чи декілька іонів кисню(2-), перетворюючись на аніони — залишки кислоти, яка відповідає цьому кислотному оксиду.

Розглянемо принцип визначення продуктів реакції на прикладі взаємодії калій оксиду K_2O та карбон(IV) оксиду CO_2 . Калій оксид, що є оксидом одновалентного елементу-металу, виступатиме у якості основного оксиду, він виступить донором аніонів O^{2-} , залишаючи для утворення солі —

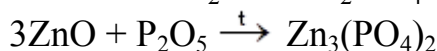
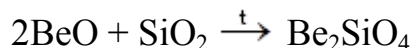
продукту реакції — катіони калію K^+ . Карбон(IV) оксид CO_2 , що є оксидом неметалу, виступить кислотним оксидом, приєднуючи іони O^{2-} , і перетвориться на залишок кислоти, що йому відповідає. Кислотою, що відповідає оксиду CO_2 , є карбонатна кислота H_2CO_3 (див. табл. 2.3). Отже, в реакції між калій оксидом K_2O та карбон(IV) оксидом одна молекула CO_2 приєднає один іон O^{2-} і утворить аніон CO_3^{2-} — залишок карбонатної кислоти (слід нагадати, що заряд утвореного аніона відповідає кількості атомів гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на атоми металів). Утворені аніони CO_3^{2-} та катіони K^+ з'єднуються у сполуку K_2CO_3 , яка є сіллю, бо складається з залишків основи КОН — катіонів K^+ та залишків кислоти H_2CO_3 — аніонів CO_3^{2-} . Тоді рівняння реакції запишеться так:



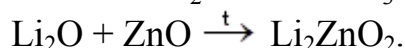
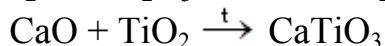
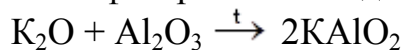
Якщо кислотному оксиду відповідає декілька кислот (див. табл. 2.3), то можуть утворитися солі будь-якої кислоти. Це залежить від кількісного співвідношення реагентів. Наприклад, під час взаємодії основного кальцій оксиду CaO та кислотного фосфор(V) оксиду P_2O_5 можуть утворитися солі як метафосфатної (HPO_3), так і ортофосфатної (H_3PO_4) кислоти. Іншими словами, молекули P_2O_5 , приєднуючи аніони O^{2-} , можуть утворювати як мета- (PO_3^-), так і ортофосфат-аніони (PO_4^{3-}). Ці аніони, з'єднуючись з катіонами Ca^{2+} , утворюватимуть або кальцій метафосфат $Ca(PO_3)_2$, або кальцій ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$. Це означає, що можна записати дві можливі реакції між CaO та P_2O_5 :



Подібним чином з кислотними оксидами реагують і амфотерні. У цьому випадку амфотерний оксид буде грати роль основного, будучи донором іонів O^{2-} . Іони металу з амфотерного оксиду будуть джерелом катіонів для утворення солі. Це означає, що амфотерний оксид виявлятиме свою основну функцію:



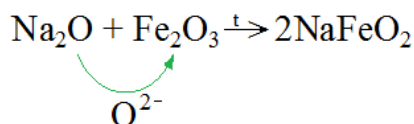
4. Основні оксиди реагують з амфотерними оксидами з утворенням солей:



Для проведення таких реакцій потрібне сильне і тривале нагрівання. Подібні реакції здійснюються за рахунок того, що амфотерний оксид відіграє роль кислотного. Іншими словами, амфотерний оксид виявлятиме свою кислотну функцію. В результаті утворюватимуться солі, що складаються з катіонів металу з основного оксиду та умовно виділених груп атомів, які грають роль кислотних залишків (аніонів), що містять атоми металу з амфотерного оксиду. Якщо формула амфотерного оксиду MO (M – метал з ⁺²

амфотерного оксиду, у нашому випадку $M = \text{Sn, Be, Pb, Zn}$), то формулу такого залишку можна записати як MO_2^- . Якщо формулу амфотерного оксиду записано як M_2O_3 , то формула умовного кислотного залишку запишеться як MO_2^- . У разі, якщо амфотерний оксид матиме формулу MO_2 , то можуть утворюватися умовні кислотні залишки різного складу: MO_3^{2-} (найчастіше) або MO_4^{4-} (у випадку надлишку основного оксиду).

Як приклад, розглянемо, як записується рівняння реакції між натрій оксидом та ферум(III) оксидом. Натрій оксид є основним оксидом і буде виступати як донор іонів O^{2-} . Ферум(III) оксид є амфотерним оксидом і може виявляти як кислотну, так і основну функцію, що залежить від партнера у хімічній реакції. Оскільки Na_2O є виключно донором іонів O^{2-} , то Fe_2O_3 виступить акцептором цих іонів, тобто виявить кислотну функцію. Приєднуючи додаткові іони O^{2-} , атоми металу з амфотерного оксиду утворюють умовний кислотний залишок FeO_2^- . Катіони Na^+ , об'єднуючись з умовними кислотними залишками FeO_2^- , формують сіль NaFeO_2 , що і є продуктом реакції:

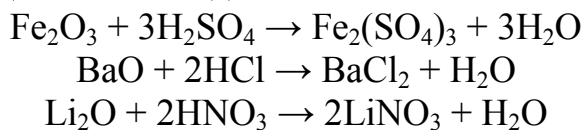


Формула NaFeO_2 є умовною, оскільки у кристалічній ґратці неможливо виділити окремі фрагменти FeO_2^- . Формула лише відображає кількісне співвідношення між елементами, тобто є емпіричною. Така ж ситуація має місце і у інших випадках реакцій між основними та амфотерними оксидами.

Виходячи з здатності оксидів виявляти основну чи кислотну функцію, необхідно сказати, що основні оксиди виявляють основну, кислотні — кислотну функцію, а амфотерні оксиди здатні виявляти основну функцію в реакціях з кислотними оксидами (чи кислотами) або кислотну функцію в реакціях з основними оксидами (чи основами). Окрім того, взаємодія між оксидами можлива, якщо вони здатні виявляти різні функції. Якщо обидва оксиди виявляють однакову функцію, то реакція між ними не відбуватиметься. Так, у більшості випадків неможлива взаємодія між двома різними основними оксидами чи між двома кислотними оксидами.

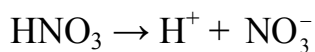
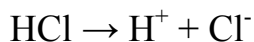
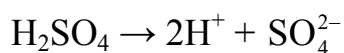
Отже, кислотність та основність — це функції речовини. Буде речовина основною чи кислотною, залежить від партнера у хімічній реакції.

5. Основні чи амфотерні оксиди реагують з кислотами. При цьому утворюється відповідна сіль та вода:

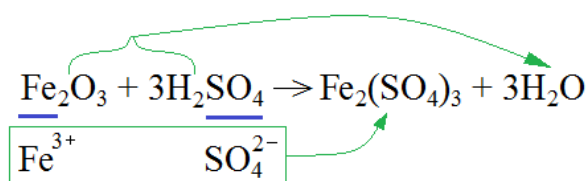


Зазвичай такі реакції проводять, розчиняючи твердий оксид у водному розчині кислоти. Як відомо, у водних розчинах молекули кислот більшою чи меншою мірою здатні розпадатися на іони (дисоціювати). Будь-яка кислота

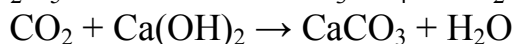
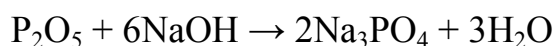
під час дисоціації утворює катіони H^+ та аніони — кислотні залишки, наприклад:



Під час реакції з оксидами іони H^+ від кислоти з'єднуються з іонами O^{2-} від основного або амфотерного оксиду, утворюючи стійку речовину — воду. Від оксиду залишаються катіони металу, а від кислоти — аніони, кислотні залишки, які у таких реакціях залишаються без змін. Катіони металу та аніони (кислотні залишки) об'єднуються у сіль:

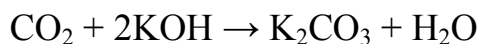


6. Кислотні оксиди реагують з основами. При цьому утворюється сіль та вода:

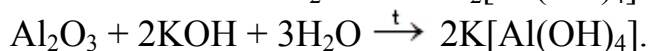
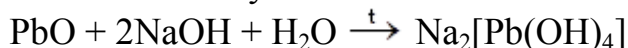


Сіль складається з катіону металу (з гідроксиду металу) та аніону — залишку кислоти, яка відповідає кислотному оксиду.

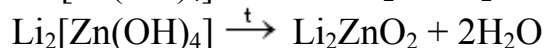
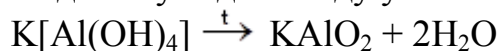
Якщо кислотному оксиду відповідає багатоосновна кислота, то при взаємодії лугів з кислотними оксидами можуть утворитись не тільки середні, а й кислі солі. Молекули води тоді можуть записуватися у будь-якій частині рівняння або не записуватися взагалі:



7. Амфотерні оксиди здатні реагувати з лугами. Якщо реакція відбувається у водному розчині лугу, то утворюються добре розчинні комплексні солі, де атоми металу з амфотерного оксиду виступатимуть комплексоутворювачами. Лігандами виступатимуть іони OH^- , а іони металів з лугу будуть утворювати зовнішню сферу комплексної сполуки:

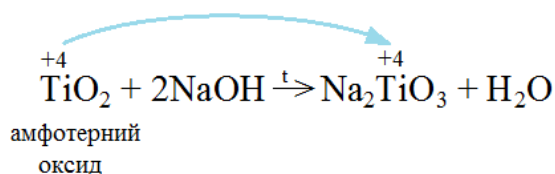


Якщо утворені комплексні солі нагрівати, вони розкладаються з утворенням води і солей, де атоми металу з амфотерного оксиду (атоми-комплексоутворювачі) входять до складу умовних кислотних залишків:

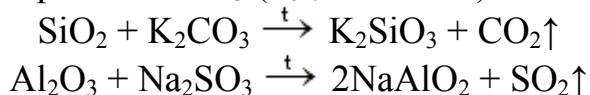


Саме тому, якщо реакцію проводити за високих температур, спікаючи амфотерний оксид з твердим лугом, то утворюються солі, подібні до тих, що утворюються при взаємодії між основними та амфотерними оксидами. Іншими словами, утворюються солі, що складаються з катіонів металу зі

складу лугу та груп атомів, які грають роль кислотних залишків (аніонів), що містять атоми металу з амфотерного оксиду. Атоми металів з амфотерного оксиду утворюють умовні кислотні залишки MO_2^{2-} ($\overset{+2}{\text{M}} = \overset{+2}{\text{Sn}}, \overset{+2}{\text{Be}}, \overset{+2}{\text{Pb}}, \overset{+2}{\text{Zn}}$), MO_2^- у разі, якщо валентність металу в амфотерному оксиді дорівнює трьом, та MO_3^{2-} (найчастіше) або MO_4^{4-} якщо валентність металу в амфотерному оксиді дорівнює чотирьом. Внаслідок проведення подібних реакцій виділятиметься вода у вигляді пари:



8. Кислотні або амфотерні оксиди за нагрівання здатні реагувати з середніми або кислими солями — карбонатами або сульфітами лужних металів, витісняючи з них газоподібні карбон(IV) оксид або сульфур(IV) оксид і утворюючи інші солі, до складу кислотного залишку яких входять атоми елементів, що утворюють амфотерні або кислотні оксиди. Такі реакції відбуватимуться за рахунок а) витіснення більш леткого кислотного оксиду менш летким амфотерним або кислотним та б) утворення кислотного залишку, що відповідає більш сильній кислоті, ніж карбонатна або сульфатна. Зазвичай в таких реакціях використовують SiO_2 як нелеткий кислотний оксид ($t_{\text{топл}} = 1710^\circ\text{C}$) або тугоплавкі, стійкі до нагрівання амфотерні оксиди, наприклад Al_2O_3 ($t_{\text{топл}} = 2072^\circ\text{C}$):

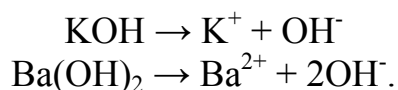


В інших випадках середні солі з оксидами не реагують.

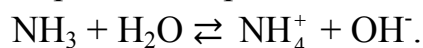
2.2. Основи

Основи — речовини, що складаються з катіонів металів M^{n+} та гідроксил-аніонів OH^- . Загальна формула основ — $\text{M}(\text{OH})_n$, де n — кількість гідроксил-аніонів (гідроксогруп або гідроксильних груп) у формульній одиниці, яка відповідає заряду катіону металу.

Основи (а також амфотерні гідроксиди, кислоти та солі) є електролітами, тобто речовинами, які у водному розчині здатні до такого процесу, як дисоціація. Дисоціація — розпад нейтральних молекул чи формульних одиниць речовини на окремі іони під час розчинення чи розплавлення. Спираючись на цей факт, можна дати визначення основ як сполук, що дисоціюють у водному розчині з утворенням катіонів металу та аніонів гідроксилу:



Згідно останнього визначення, до основ слід віднести і аміак NH_3 , який також дисоціює у воді з утворенням гідроксил-аніонів:



При розчиненні аміаку у воді за кімнатної температури утворюється розчин, в якому співіснують молекули аміаку, іони амонію NH_4^+ та гідроксил-іони, однак неможливо виділити з нього амоній гідроксид NH_4OH як окрему речовину. Тому формула NH_4OH є умовною, почасти вона слугує для кращого розуміння того, що аміак у водному розчині (у хімічних реакціях іноді записують як $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$, або $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) виконує роль основи.

Розглянемо, що розуміють під більш загальним терміном "гідроксиди". Назва "гідроксиди" походить від коренів двох слів: гідро — вода та оксиди, тобто оводнені оксиди, або продукти прямої чи опосередкованої взаємодії оксидів з водою. З точки зору хімічних зв'язків, гідроксиди — неорганічні сполуки, в яких атоми металів зв'язані з однією або декількома гідроксильними групами OH^- . При цьому можлива наявність у молекулі додаткових атомів оксигену. Гідроксиди поділяються на основи (дисоціюють з утворенням гідроксил-аніонів) та амфотерні гідроксиди. Раніше до гідроксидів відносили і оксигеновмісні кислоти (дисоціюють з утворенням іонів гідрогену H^+). Амфотерні гідроксиди можуть дисоціювати як з утворенням іонів гідрогену H^+ , так і іонів гідроксилу OH^- [5]. У сучасній літературі термін "гідроксиди" зазвичай застосовують тільки до основ та амфотерних гідроксидів. Отже, неорганічними основами називають сполуки скаду $\text{M}(\text{OH})_n$, які дисоціюють з утворенням аніонів гідроксилу OH^- , а інших аніонів під час дисоціації не утворюють.

Розглянемо номенклатуру основ. Основи називають згідно правил, подібних для назв оксидів. Спочатку називають елемент-метал, що утворює основу, за необхідності додаючи його ступінь окиснення чи валентність, а потім додають слово гідроксид. Наприклад, LiOH — літій гідроксид, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — магній гідроксид, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ — хром(II) гідроксид, $\text{V}(\text{OH})_3$ — ванадій(III) гідроксид.

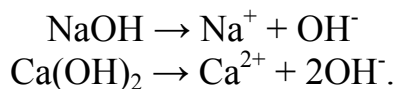
Основи класифікують за такими ознаками: кислотністю, розчинністю у воді та силою.

Кислотність основи — кількість гідроксил-аніонів (гідроксогруп) у формульній одиниці основи. За кислотністю (кількістю гідроксогруп, здатних заміщуватися на кислотні залишки) розрізняють однокислотні (KOH , NaOH), двокислотні ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$), трикислотні ($\text{V}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$), чотирикислотні ($\text{Th}(\text{OH})_4$) та багатокислотні основи.

За розчинністю у воді основи поділяють на розчинні (NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$) та нерозчинні ($\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$).

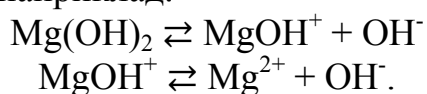
За силою розрізняють сильні та слабкі основи. До сильних основ належать гідроксиди лужних та лужноземельних металів, а також талій(I) гідроксид TlOH . Сильні основи під час розчинення повністю і необоротно

дисоціюють на катіони металів та гідроксил-аніони, молекул сильних основ у розчині не існує:



Спільною рисою всіх основ є утворення під час дисоціації гідроксил-аніонів OH^- , що і обумовлює до певної міри подібність їх хімічних властивостей. Вивільнені внаслідок дисоціації катіони металів чи амонію називаються залишками основ і можуть входити до складу не тільки власне основ, а й солей.

До слабких основ належать всі нерозчинні основи (наприклад Mn(OH)_2 , Fe(OH)_3) та добре розчинний у воді аміак. У водних розчинах всі слабкі основи дисоціюють оборотно, не повністю та, у випадку дво- та більшої кислотності, поетапно, наприклад:

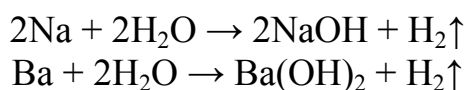


Розглядаючи цей приклад, необхідно зрозуміти декілька речей. По-перше, під час проходження кожної стадії дисоціації слабкої основи відбувається відщеплення одного гідроксил-аніона, тому кількість стадій дисоціації відповідає кількості гідроксильних груп у формульній одиниці основи. Тобто однокислотні слабкі основи дисоціюють в одну стадію, двокислотні (наприклад Fe(OH)_2 , Cu(OH)_2) у дві, трикислотні (наприклад La(OH)_3) — у три і т.д. По-друге, внаслідок проходження кожної стадії дисоціації утворюються катіони, які є залишками тієї чи іншої основи. Так, внаслідок дисоціації магній гідроксиду утворюються іони MgOH^+ та Mg^{2+} , які є залишками основи Mg(OH)_2 . Ці іони можуть входити до складу солей.

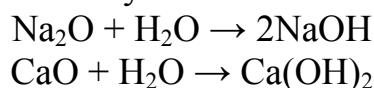
Слід розрізняти силу основи та її розчинність. Наприклад, кальцій гідроксид є сильною основою, хоча його розчинність у воді невелика. А надзвичайно добре розчинний у воді аміак є основою середньої сили.

2.2.1. Способи одержання основ

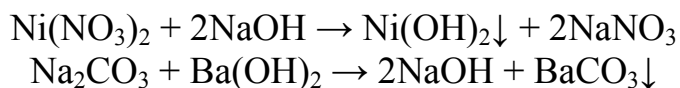
1. Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою:



2. Розчинення оксидів лужних та лужноземельних металів у воді:

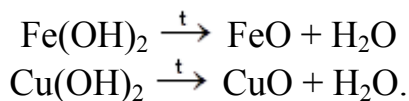


3. Взаємодія між розчинною сіллю та розчиною основою. Використовується у випадку, коли один з продуктів (новоутворена сіль чи основа) є малорозчинною речовиною:



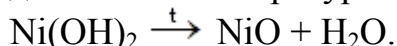
2.2.2. Хімічні властивості основ

1. Більшість основ розкладаються при нагріванні з утворенням відповідного оксиду металу та води:

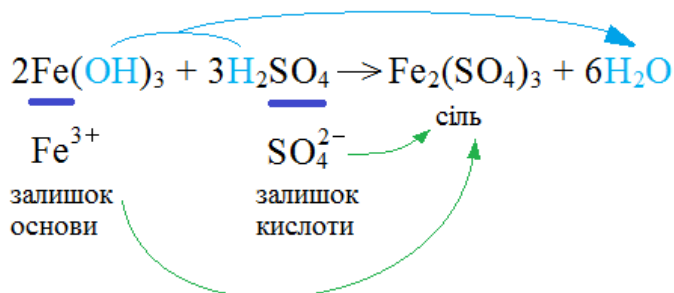
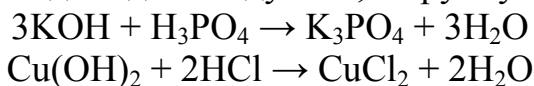


Нагадаємо, що в таких реакціях ступінь окиснення атомів металу зберігається, тобто в основі та утвореному оксиді ступінь окиснення атомів металу однаковий.

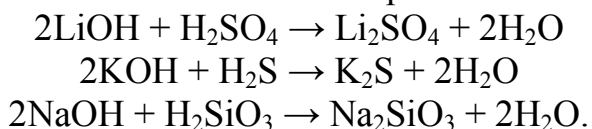
Гідроксиди лужних металів (окрім літію) не розкладаються при нагріванні. Літій гідроксид починає розкладатися на Li_2O та воду за температур, вищих ніж 660°C . Також досить стійким є барій гідроксид $\text{Ba}(\text{OH})_2$, що розкладається на BaO та воду за температур понад 1000°C . Але більшість основ розкладаються за значно нижчих температур. Наприклад, купрум(II) гідроксид розкладається за незначного нагрівання ($40^\circ\text{C} \div 80^\circ\text{C}$), нікель(II) гідроксид розкладається за температур $230^\circ\text{C} \div 360^\circ\text{C}$:



2. Основи взаємодіють з кислотами з утворенням солей та води. При цьому кислотні залишки переходять до складу солі, не руйнуючись:

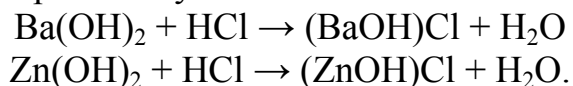


Реакцію між кислотою та основою з утворенням солі та води називають реакцією нейтралізації. Слід зазначити, що чим сильніша кислота та (або) основа, тим краще відбуватимуться подібні реакції. Так, луги взаємодіють з усіма кислотами, навіть слабкими або важкорозчинними:

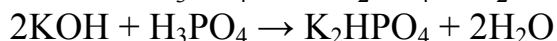
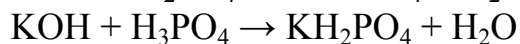
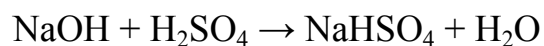


Натомість реакції між слабкими кислотами і слабкими основами не відбуваються до кінця. Для здійснення реакції між слабкою основою та кислотою доцільно використати розчин саме сильної кислоти, а не слабкої. В цьому випадку реакція відбудеться досить повно.

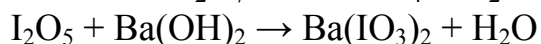
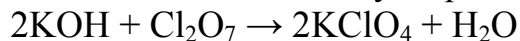
У випадку взаємодії як сильної, так і слабкої багатокислотної основи з нестачею кислоти утворюватимуться основні солі:



При взаємодії лугу з надлишком багатоосновної кислоти утворюються кислі солі:

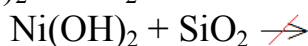
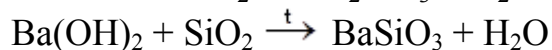
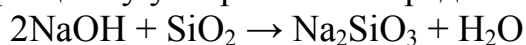


3. Основи реагують з кислотними оксидами з утворенням солі та води:

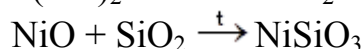
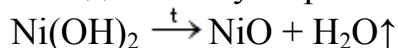


При цьому утворюється сіль тієї кислоти, яка відповідає кислотному оксиду, що вступає в реакцію (табл. 2.3).

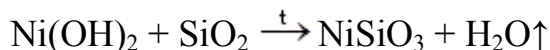
З хімічно малоактивним силіцій(IV) оксидом малорозчинні та слабкі основи за звичайних умов не реагують. SiO_2 взаємодіє лише з найбільш сильними основами (лугами) повільно у концентрованому розчині, швидше — під час спікання. При цьому утворюються середні солі:



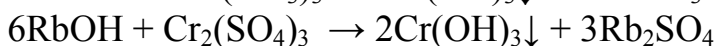
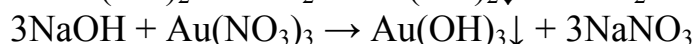
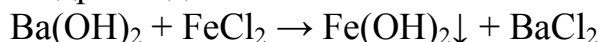
У випадку спікання слабкої малорозчинної основи з SiO_2 спочатку відбувається термічний розклад основи на відповідний оксид та воду, а потім, за значно вищих температур, відбувається взаємодія між SiO_2 та новоутвореним оксидом, внаслідок чого утворюється середня сіль:



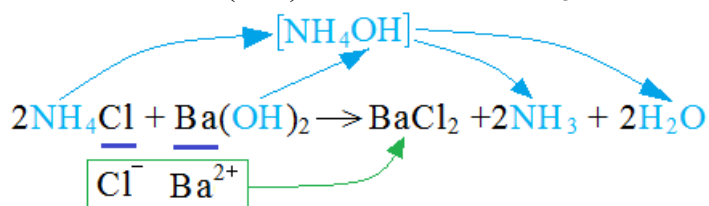
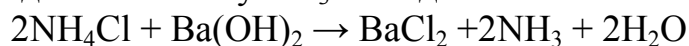
Отже, взаємодія між слабкою основою та SiO_2 за високих температур зводиться до взаємодії між оксидами. Сумарне рівняння реакції запишеться так:



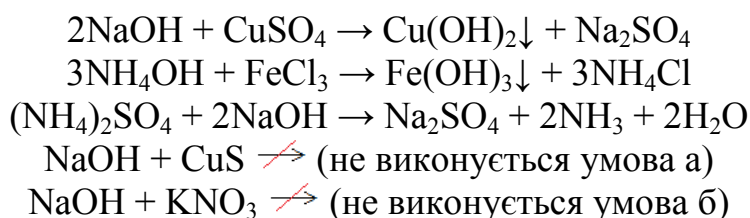
4. Розчинні у воді основи взаємодіють з солями з утворенням малорозчинних основ чи амфотерних гідроксидів.



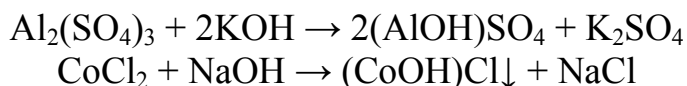
Солі амонію (солі, що містять катіон амонію NH_4^+) реагують з лугами з виділенням газоподібного аміаку NH_3 та води:



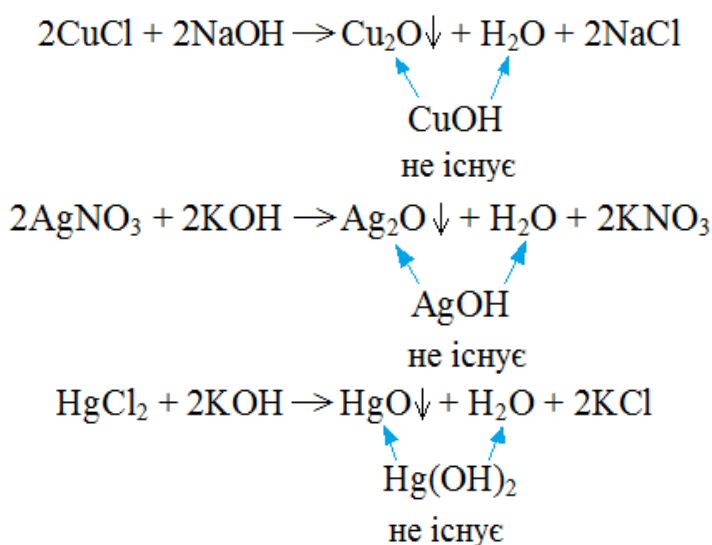
Реакція основи з сіллю можлива за одночасного виконання двох умов:
а) вихідні речовини мають добре розчинятися у воді та б) має утворитися осад чи газ (NH_3).



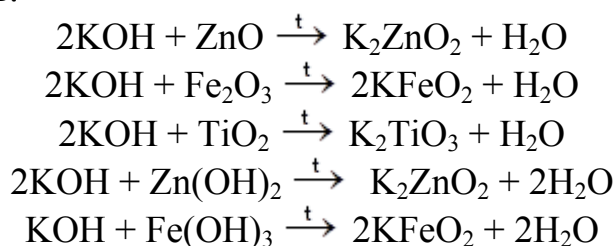
У разі нестачі лугу для утворення малорозчинного гідроксиду утворюватимуться основні солі:



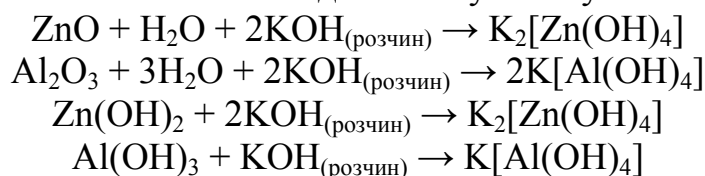
При спробі отримання купрум(І) гідроксиду, аргентум(І) гідроксиду та меркурій(ІІ) гідроксиду в осад випадають відповідні оксиди, а не малорозчинні гідроксиди, оскільки останні розкладаються, відщеплюючи воду:

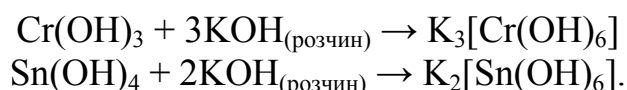


5. Луги взаємодіють з амфотерними оксидами та гідроксидами. Склад продуктів залежить від умов проведення реакції. Якщо реакцію проводити за високих температур (під час спікання), то утворюються солі та вода. При цьому атоми металів з амфотерних оксидів чи гідроксидів входять до складу кислотних залишків:



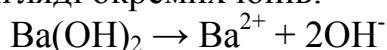
Якщо використовувати водні розчини лугів, то утворюються комплексні солі. Атоми металів з амфотерних оксидів чи гідроксидів виступатимуть комплексоутворювачами. Роль лігандів виконуватимуть іони OH^- :



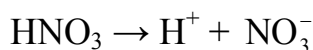


Реакції між електролітами, наприклад між основами та кислотами чи між амфотерними гідроксидами та лугами, належать до більш широкої категорії реакцій, що називаються реакціями обміну (або реакціями іонного обміну чи подвійного обміну). Реакція обміну — хімічна реакція, в якій відбувається обмін іонами між двома речовинами. Тобто під час перебігу реакції обміну дві речовини обмінюються катіонами чи аніонами. Зазвичай реакції обміну виконують у водних розчинах. Під час перебігу реакцій обміну зміни ступенів окиснення елементів не відбувається.

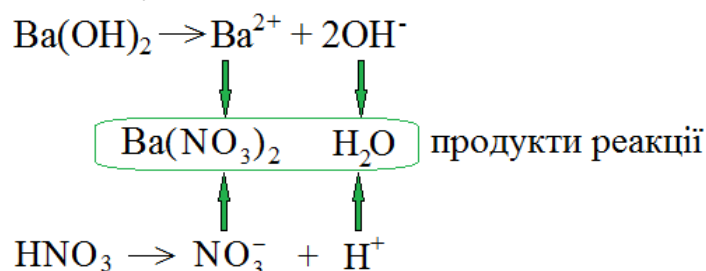
Розглянемо перебіг реакції обміну на прикладі взаємодії барій гідроксиду та нітратної кислоти. Барій гідроксид є сильною основою, знаходиться у розчині у вигляді окремих іонів:



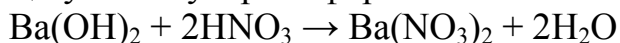
Нітратна кислота є сильною кислотою і також знаходиться у розчині у вигляді окремих іонів:



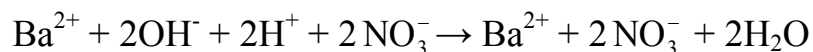
Як здогадатися, які речовини утворюються внаслідок реакції? Нові речовини утворюються під час взаємодії іонів протилежних знаків з різних вихідних речовин. Тобто при складанні формул продуктів реакції міняють місцями катіони (стоять на першому місці) або аніони, не враховуючи їх кількість у вихідних сполуках:



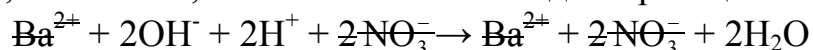
Отже, рівняння реакції у молекулярній формі запишеться так:



Складемо рівняння реакції в іонній формі. При складанні рівнянь реакцій у іонній формі слід пам'ятати, що слабкі електроліти, важкорозчинні (які випадають в осад) та газоподібні речовини записуються в молекулярній формі. Сильні електроліти, які добре розчиняються у воді, записують у вигляді окремих іонів. Сума електричних зарядів іонів у лівій частині рівняння повинна дорівнювати сумі зарядів у правій. Отже, у рівнянні реакції запишемо всі сильні електроліти, що добре розчиняються у воді, у вигляді іонів:



Це повне іонне рівняння реакції. Потім виключимо з обох частин рівняння однакові іони, тобто іони, які не зазнали змін під час реакції:



Якщо можливо, скорочують коефіцієнти перед тими частинками, що залишилися, і записуємо результат:

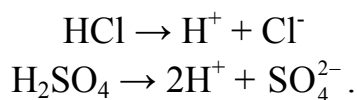


Отримане рівняння називають скороченим іонним рівнянням. Саме воно показує суть наведеної вище реакції: вона зводиться до взаємодії аніонів гідроксиду OH^- та катіонів гідрогену H^+ і утворення з них молекул слабого електроліту — води. Неважливо, до складу яких саме сильних електролітів входять взаємодіючі іони OH^- та H^+ — суть та перебіг таких реакцій буде однаковий. Отже, суть обмінних реакцій між електролітами показують скорочені іонні рівняння.

Реакції між електролітами у розчинах можуть відбуватися у прямому напрямку, якщо: а) утворюється осад, б) виділяється газ, в) утворюється слабкий електроліт або г) утворюється стійка комплексна сполука.

2.3. Кислоти

Кислота — складна речовина, що містить активні атоми гідрогену, які здатні заміщуватися на атоми металів, утворюючи солі. Як і основи, кислоти також здатні до дисоціації у водних розчинах. З точки зору здатності до дисоціації, кислоти можна визначити як складні речовини, молекули яких в розчині дисоціюють на аніони кислотних залишків та іони гідрогену H^+ і, крім катіонів гідрогену, інших катіонів не утворюють:



Розглянемо номенклатуру кислот. Нині для утворення назв кислот використовують два підходи: систематичний (відповідає вимогам ІЮПАК) та раціональний (відповідає вимогам сучасних номенклатур)[5]. Також іноді використовують і тривіальні назви, наприклад HCl — соляна кислота, H_2SO_4 — сірчана кислота, HCN — синільна кислота, H_2CO_3 — вугільна кислота, HF — плавикова кислота.

Систематичні назви кислот походять від назв аніонів (кислотних залишків) та починаються з назви катіона, тобто зі слова "гідроген". У назвах одноелементних аніонів спочатку вказується елемент, а потім до нього додають суфікс -ид (-ід). Також систематичну назву можна будувати, спочатку називаючи аніон, а потім додаючи слово "кислота". Наприклад, HCl — гідроген хлорид або хлоридна кислота, H_2S — гідроген сульфід або сульфідна кислота.

Щоб назвати багатоатомний аніон оксигенвмісної кислоти, вказують кислотоутворюючий елемент із суфіксом -ат та зазначають у дужках його валентність (або ступінь окиснення без знаку заряду) римськими цифрами, наприклад NO_2^- — нітрат(III), NO_3^- — нітрат(V), SO_3^{2-} — сульфат(IV), SO_4^{2-} — сульфат(VI), ClO^- — хлорат(I), ClO_4^- — хлорат(VII). Тоді відповідні

кислоти будуть називатися так: HNO_2 — гідроген нітрат(III) або нітратна(III) кислота, HNO_3 — гідроген нітрат(V) або нітратна(V) кислота, H_2SO_3 — гідроген сульфат(IV) або сульфатна(IV) кислота, H_2SO_4 — гідроген сульфат(VI) або сульфатна(VI) кислота, HClO — гідроген хлорат(I) або хлоратна(I) кислота, HClO_4 — гідроген хлорат(VII) або хлоратна(VII) кислота.

За раціональною номенклатурою, назви кислот походять від назв їх кислотних залишків (аніонів). Щоб назвати залишок безоксигенової кислоти, до назви відповідного елемента або групи атомів додають суфікс -ид (-ід). Наприклад, Cl^- — хлорид (хлорид-аніон), S^{2-} — сульфід (сульфід-аніон), Br^- — бромід-аніон, CN^- — ціанід-аніон. Для того, щоб назвати саму кислоту, після назви кислотного залишку додають слово "кислота". Наприклад, HCl — хлоридна кислота, H_2S — сульфідна кислота, HBr — бромідна кислота, HCN — ціанідна кислота. Неважко помітити, що назви безоксигенових кислот за систематичною та раціональною номенклатурою збігаються.

Для утворення назв оксигеновмісних кислот використовують наступні правила:

1. Якщо елемент, що утворює кислоту, виявляє в ній свій єдиний позитивний ступінь окиснення, до назви елемента додають суфікс -ат. Наприклад, в оксигеновмісних неорганічних кислотах елемент Карбон виявляє лише свій максимальний позитивний ступінь окиснення +4. Тому назва відповідної кислоти H_2CO_3 — карбонатна кислота, а кислотного залишку CO_3^{2-} — карбонат.

2. Якщо ж елемент здатен утворити дві кислоти, перебуваючи в двох різних позитивних ступенях окиснення, то у вищому ступені окиснення у назві кислоти використовується суфікс -ат, а у нижчому позитивному — суфікси -ит або -ід. Наприклад, елемент Нітроген, перебуваючи у ступенях окиснення +3 та +5, здатен утворити дві кислоти: HNO_2 — нітритну кислоту та HNO_3 — нітратну кислоту; елемент Сульфур у ступенях окиснення +4 та +6 утворює відповідно H_2SO_3 — сульфитну кислоту і H_2SO_4 — сульфатну кислоту.

3. Якщо елемент виявлятиме в кислотах більшу кількість позитивних ступенів окиснення, то у випадку, коли елемент виявляє найнижчий позитивний ступінь окиснення, до назви кислотоутворюючого елемента додають префікс гіпо- та суфікс -ит (-ід), за дещо вищого ступеня окиснення — тільки суфікс -ит (-ід). За ще вищого ступеня окиснення використовують суфікс -ат, а за найвищого ступеня окиснення — префікс пер- та суфікс -ат. Наприклад, Хлор у кислотах виявляє наступні позитивні ступені окиснення: +1, +3, +5 та +7. Відповідні кислоти називають так: HClO — гіпохлоритна, HClO_2 — хлоритна, HClO_3 — хлоратна, HClO_4 — перхлоратна кислота.

4. Якщо молекула кислоти містить два чи більше атомів-кислотоутворювачів, то їхню кількість позначають за допомогою відповідних префіксів — грецьких числівників: ди-, три-, тетра- і т.д. Наприклад, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — дифосфатна кислота, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$ — трисульфатна кислота, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — тетраборатна кислота.

5. Якщо один і той самий елемент в одному ступені окиснення утворює різні кислоти, то для кислоти, де вміст атомів Гідрогену найменший (на один атом кислотоутворювача), використовують префікс мета-, а у назві кислоти з більшим вмістом Гідрогену додають префікс орто-, наприклад HPO_3 — метафосфатна кислота, H_3PO_4 — ортофосфатна кислота.

Класифікація кислот. Кислоти класифікують за наступними ознаками:

1. за наявністю атомів кисню розрізняють безоксигенові (HCl , H_2S , HCN) та оксигенвмісні (H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4).

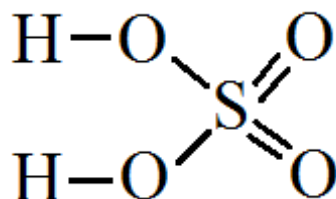
2. за основністю — кількістю атомів гідрогену в молекулі, здатних заміщуватися на атоми металів, розрізняють одноосновні (HCl , HNO_3 , HIO_3 , CH_3COOH), двохосновні (H_2SO_4 , H_2Se , H_2CO_3), трьохосновні (H_3PO_4 , H_3BO_3) та багатоосновні.

3. за силою поділяють на сильні (HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4 , HMnO_4 , H_2SeO_4) та слабкі (HF , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2S , HNO_2 , HClO , CH_3COOH).

4. за стійкістю розрізняють стійкі (H_2SO_4 , H_3PO_4) та нестійкі (H_2CO_3 , H_2SO_3).

5. за леткістю поділяють на леткі (H_2S , HNO_3 , HCl) та нелеткі (H_2SO_4 , H_3PO_4).

Слід зазначити, що більшість кислот має молекулярну будову, і будова молекул суттєво впливає на властивості кислот, зокрема на їх основність. Щоб навчитися складати графічні формули найпростіших оксигенвмісних кислот, слід пам'ятати, що у більшості випадків атоми гідрогену безпосередньо зв'язані з атомами кисню, які, в свою чергу, зв'язані з атомом-кислотоутворювачем. Додаткові атоми кисню зв'язані з кислотоутворювачем подвійними зв'язками. Як приклад, складемо графічну формулу сульфатної кислоти. У молекулі сульфатної кислоти H_2SO_4 є два атоми Гідрогену, зв'язані з атомом Сульфуру через атоми Оксигену. Решта два атоми Оксигену з'єднані з атомом сульфуру подвійними зв'язками, внаслідок чого валентність Сульфуру дорівнює шести:



Під час дисоціації оксигенвмісних кислот розриваються зв'язки О-Н, тому у найпростіших випадках основність кислоти збігається з кількістю атомів Гідрогену у молекулі кислоти, наприклад HClO_3 — одноосновна, H_2CO_3 — двохосновна, H_3AsO_4 — трьохосновна кислота. Проте у деяких оксигенвмісних кислотах є атоми Гідрогену, безпосередньо зв'язані з атомами кислотоутворюючого елемента. Такі атоми не заміщуються на атоми металів, їхні зв'язки з кислотоутворювачами не розриваються під час

дисоціації, а, отже, такі атоми Гідрогену не визначають основність кислоти, наприклад H_3PO_2 є одноосновною, а H_3PO_3 є двохосновною кислотою (див. табл. 2.4). Отже, в оксигенвмісних кислотах заміщуватися на атоми металів можуть тільки такі атоми Гідрогену, які безпосередньо зв'язані з атомами оксигену. У молекулах безоксигенових кислот атоми Гідрогену безпосередньо зв'язані з атомами кислотоутворюючого елементу (табл. 2.4).

Таблиця 2.4

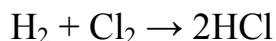
Графічні формули деяких безоксигенових кислот

Молекулярна формула	Графічна формула	Основність
1	2	3
HCl	$\text{H} - \text{Cl}$	1
H_2S	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{S} \\ \\ \text{H} \end{array}$	2
HCN	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$	1
HClO	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{Cl} \\ \backslash \quad / \\ \text{O} \end{array}$	1
HClO_2	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{Cl} \\ \backslash \quad // \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	1
H_3PO_2	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \quad \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{P} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	1
H_3PO_3	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \quad \text{O} - \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{P} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$	2
H_3PO_4	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \quad \text{O} - \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{P} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} - \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	3
CH_3COOH	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} \\ \quad // \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O} - \text{H} \end{array}$	1
H_2CO_3	$\begin{array}{c} \quad \text{O} - \text{H} \\ \quad \backslash \\ \text{O} = \text{C} \\ \quad / \\ \quad \text{O} - \text{H} \end{array}$	2

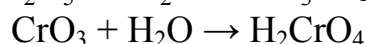
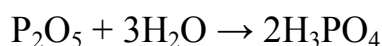
1	2	3
H_2SeO_4		2

2.3.1. Способи одержання кислот. Хімічні властивості кислот

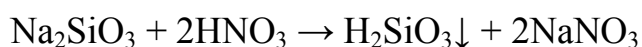
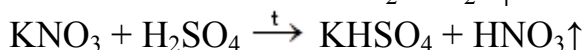
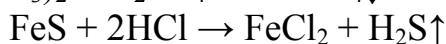
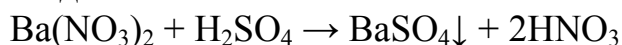
1. Безоксигенові кислоти іноді одержують синтезом з простих речовин — водню та відповідного неметалу:



2. Більшість оксигенвмісних кислот одержують взаємодією кислотних оксидів з водою:

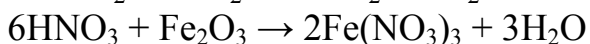
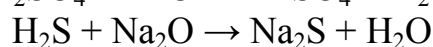
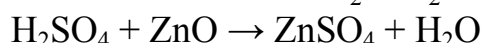
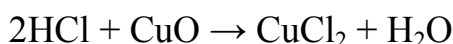


3. Кислоти одержують реакціями обміну солей з кислотами. Зазвичай на сіль діють кислотою, яка більш сильна, менш летка і термічно більш стійка, ніж та, з якої утворена вихідна сіль:

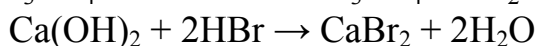
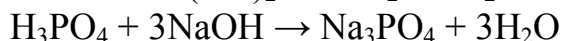
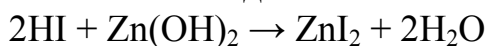


До хімічних властивостей кислот належать:

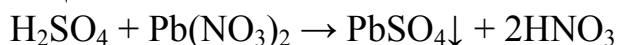
1. Кислоти взаємодіють з основними або амфотерними оксидами, внаслідок чого утворюються солі та вода. Амфотерні оксиди в подібних реакціях виявляють основну функцію:

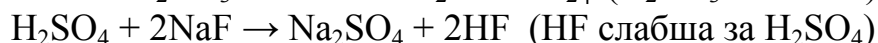
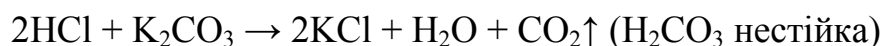


2. Кислоти взаємодіють з основами або амфотерними гідроксидами, внаслідок чого утворюються солі та вода:

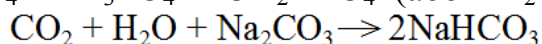


3. Кислоти реагують з солями. При цьому в більшості випадків утворюється нова сіль та нова кислота. Якщо утворена кислота нестійка (H_2CO_3 , H_2SO_3), виділятимуться газоподібні продукти розкладу таких кислот (CO_2 , SO_2). Реакція буде відбуватися, якщо утвориться осад, газ або кислота, слабша ніж та, що вступила в реакцію:

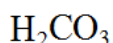




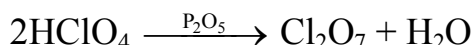
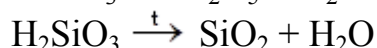
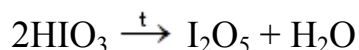
Багатоосновні кислоти реагують з однойменними середніми солями лужних (рідше лужноземельних) металів з утворенням відповідних кислих солей. Однойменні до кислоти солі містять такі ж кислотні залишки, що і в кислоті.



у розчині нестійка



4. За нагрівання або наявності водовідбирних речовин (CaCl_2 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, P_2O_5 , концентрована H_2SO_4) оксигенвмісні кислоти розкладаються з утворенням відповідного кислотного оксиду та води. При спробі отримання нестійкі карбонатна та сульфідна кислоти розкладаються навіть у розчині без нагрівання.



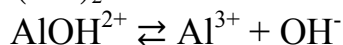
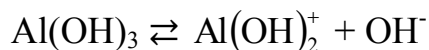
2.4. Способи добування та хімічні властивості амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди — гідрати амфотерних оксидів, які виявляють основну функцію в реакціях з кислотами, і кислотну в реакціях з сильними основами. Загальна формула амфотерних гідроксидів, як і основ, $\text{M}(\text{OH})_n$, де n — валентність металу M , яка часто дорівнює 3 або 4 (винятки — амфотерні $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ та $\text{Sn}(\text{OH})_2$). Амфотерні гідроксиди являють собою тверді речовини, практично нерозчинні у воді.

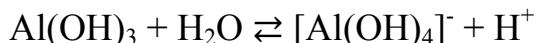
Номенклатура амфотерних гідроксидів аналогічна номенклатурі основ, тобто назви амфотерних гідроксидів, як і основних, складають аналогічно назвам оксидів. Спочатку називають елемент-метал, що утворює основу, за необхідності додаючи його ступінь окиснення чи валентність, а потім додають слово гідроксид. Наприклад, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — хром (III) гідроксид, $\text{Al}(\text{OH})_3$ — алюміній гідроксид, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ — цинк гідроксид.

Всі амфотерні гідроксиди є слабкими електролітами. Як дуже слабкі електроліти, вони дисоціюють частково, процес дисоціації є оборотним і відбувається у декілька стадій. Окрім того, амфотерні гідроксиди є амфолітами, тобто речовинами, які у водному розчині можуть дисоціювати з утворенням як іонів H^+ (як кислоти), так і іонів OH^- (як основи). Як приклад, складемо рівняння дисоціації алюміній гідроксиду. Дисоціація за типом

основи (з відщепленням іонів OH^-) відбуватиметься у три стадії (оскільки формульна одиниця містить три гідроксигрупи):



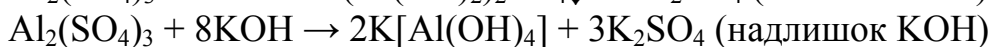
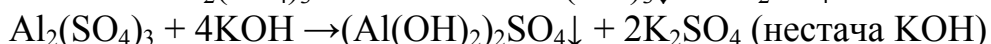
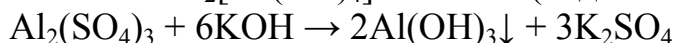
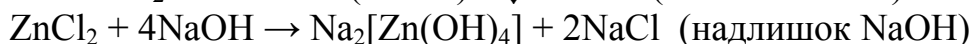
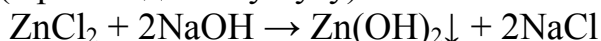
Дисоціація за типом кислоти потребує участі молекул води, при цьому утворюється комплексний аніон:



Дисоціація амфотерних гідроксидів за типом кислоти (з відщепленням H^+) дуже мала, нею завжди можна знехтувати. Вона має місце лише при створенні у розчині лужного середовища.

До найпоширеніших способів добування амфотерних гідроксидів можна віднести:

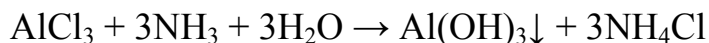
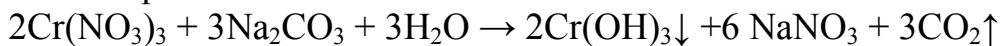
1. Взаємодія у розчині солі та лугу, взятих в еквівалентних кількостях для запобігання утворення основних солей (в разі нестачі лугу) або розчинних комплексних солей (в разі надлишку лугу):



2. Взаємодія у розчині комплексної солі з невеликою кількістю кислоти (бажано слабкої, щоб уникнути її надлишку). Іноді для підкислення середовища замість кислоти використовують кислотний оксид CO_2 , якщо метал з амфотерного гідроксиду не утворює карбонатів (наприклад Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{4+} , Додаток В):

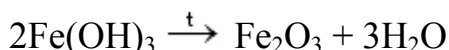


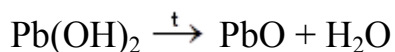
3. Дія на розчин солі відповідного металу розчинами аміаку (якщо не утворюються аміачні комплекси) чи соди (якщо не утворюються карбонати відповідних металів, Додаток В). Це пояснюється тим, що при використанні лугу чи кислоти (спосіб 1 та 2) важко дотриматися необхідного співвідношення реагентів.



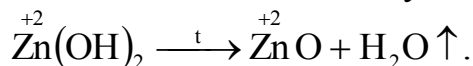
До властивостей амфотерних гідроксидів належать:

1. Амфотерні гідроксиди розкладаються під час нагрівання з утворенням відповідного оксиду металу та води:

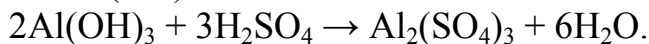
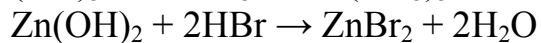
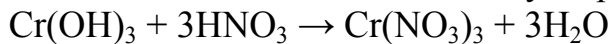




Оксид, що при цьому утворюється, відповідає амфотерному гідроксиду, тобто ступінь окиснення атома металу зберігається:



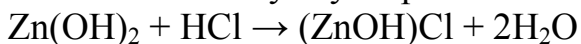
2. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солі та води:



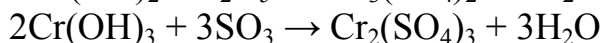
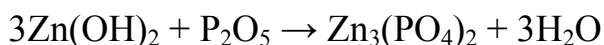
Амфотерні гідроксиди виявляють в цих реакціях свою основну функцію. Оскільки амфотерні гідроксиди в подібних реакціях виконують роль дуже слабких основ, для повноти проходження реакції слід використовувати сильні кислоти. На практиці найчастіше до твердого амфотерного гідроксиду додають водний розчин кислоти. Тому бажано, щоб утворена сіль добре розчинялася у воді.

Слід зауважити, що амфотерні гідроксиди практично не взаємодіють з дуже слабкими кислотами (H_2S , H_2CO_3 і т.п.).

У випадку нестачі кислоти можуть утворитися основні солі:

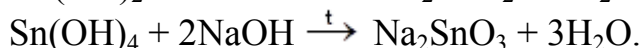
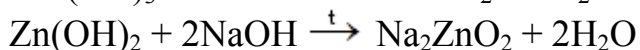
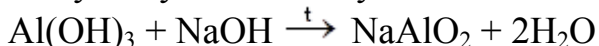


3. Амфотерні гідроксиди реагують з кислотними оксидами з утворенням солі та води. Отримана сіль містить залишок кислоти, що відповідає кислотному оксиду.

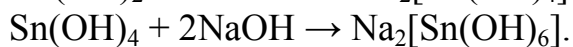
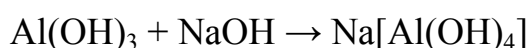


Зауважимо, що амфотерні гідроксиди M(OH)_3 (М – атом металу) не взаємодіють з кислотними оксидами, яким відповідають нестійкі слабкі кислоти (наприклад CO_2).

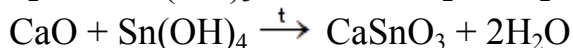
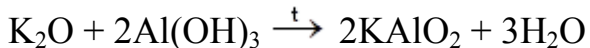
4. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з лугами. Якщо реакцію виконувати за високої температури (спікання твердих лугів та твердих амфотерних гідроксидів), то утворюються солі і вода. При цьому амфотерні гідроксиди виявляють свою кислотну функцію. Це означає, що атоми металів з амфотерних гідроксидів увійдуть до складу кислотного залишку:

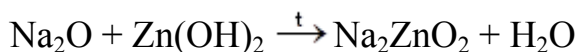


Якщо використовувати водний розчин лугу, то утворюються розчинні комплексні солі:



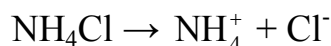
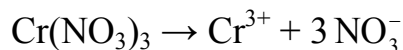
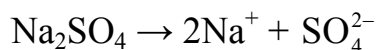
5. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з основними оксидами при сплавленні з утворенням солі та води.





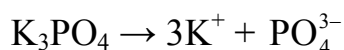
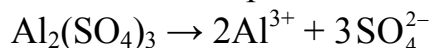
2.5. Солі

Солі — складні речовини, що у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (чи амонію NH_4^+) та аніони кислотних залишків:

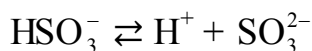
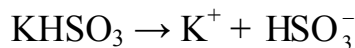


Солі, як продукти реакції нейтралізації, можна поділити на декілька типів:

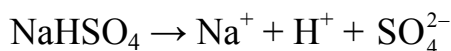
1. Середні солі — продукти повного заміщення активних атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металів чи амонію NH_4^+ , або продукт повної нейтралізації кислоти основою. Вони не містять у своєму складі ані гідроксогруп як основи, ані активних атомів Гідрогену, як кислоти. Приклади: K_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2S , CuCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Як правило, розчинні у воді солі повністю дисоціюють на катіони — залишки основ та аніони — залишки кислот, тобто є сильними електролітами:



2. Кислі солі — продукти неповної нейтралізації багатоосновної кислоти основою, тобто продукти часткового заміщення активних атомів Гідрогену в молекулі кислоти на катіони металів чи амонію NH_4^+ . Подібно до кислот, містять атоми Гідрогену, які здатні заміщуватися на атоми металів. Приклади: NaHCO_3 , KHS , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, NaHSO_4 , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 . Найстійкішими є кислі солі, утворені катіонами лужних металів. Дисоціація кислих солей, утворених залишками слабких кислот, відбувається ступінчасто (постадійно). Після проходження необоротної першої стадії (за типом сильного електроліту) утворюються катіони металів та аніони, що містять атоми Гідрогену. Далі оборотно (і, в разі наявності декількох атомів Гідрогену, постадійно) дисоціюють кислотні залишки, з утворенням іонів H^+ , як і відповідні кислоти:

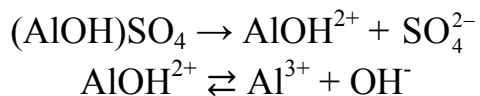


Дисоціація кислих солей, утворених залишками сильних кислот відбувається необоротно в одну стадію з утворенням катіонів металів (чи амонію), іонів H^+ та аніонів кислотних залишків:

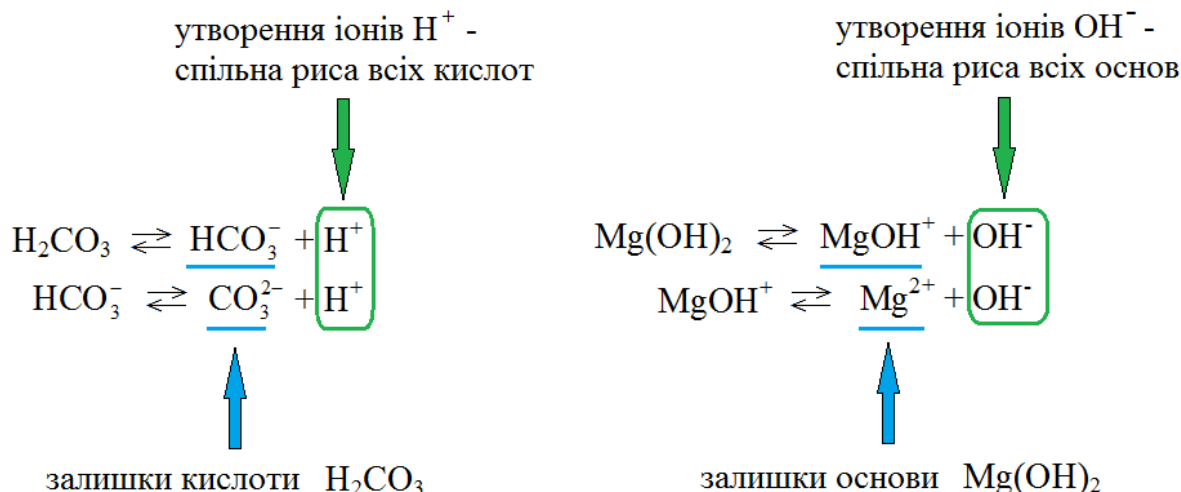


3. Основні солі — продукти неповної нейтралізації багатокислотної основи кислотою, тобто продукти часткового заміщення гідроксогруп основи на аніони кислотних залишків. Подібно до основ, містять гідроксогрупи у залишку основи. Ці гідроксогрупи можуть заміщуватися на кислотні

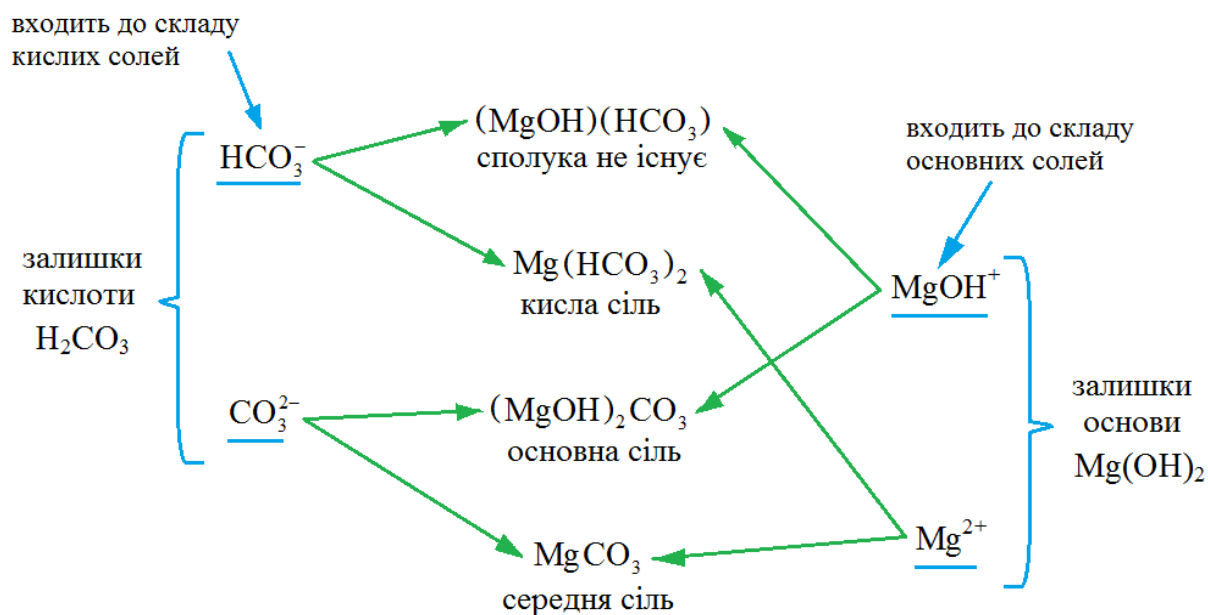
залишки. Приклади: $(\text{AlOH})\text{SO}_4$, $(\text{CoOH})\text{NO}_3$, $(\text{Fe}(\text{OH})_2)\text{Cl}$. Основні солі, утворені залишками слабких основ, дисоціюють у дві стадії: спочатку необоротно відщеплюється аніон кислоти (кислотний залишок), а потім оборотно від залишку основи відщеплюються іони OH^- :



Розглянемо приклад складання формул середньої, кислої та основної солі, утворених залишками карбонатної кислоти H_2CO_3 та магній гідроксиду $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Для цього запишемо рівняння дисоціації H_2CO_3 та $\text{Mg}(\text{OH})_2$ та звернемо увагу на залишки кислоти та залишки основи:



Формульна одиниця будь-якої солі, як вже відомо, складається з катіонів — залишків основи та аніонів — кислотних залишків. Комбінуючи відповідні катіони та аніони, можна записати формули середньої, кислої або основної солі. Якщо аніон (залишок кислоти) містить активні атоми Гідрогену, здатні замінюватися на атоми металу, то такий аніон увійде до складу кислої солі. При цьому залишок основи не повинен містити гідроксигрупи. Якщо катіон (залишок основи) містить одну чи декілька гідроксигруп, то він увійде до складу основних солей. Тоді залишок кислоти не повинен містити активні атоми Гідрогену. Одночасна присутність гідроксигруп у залишку основи та активних атомів Гідрогену у кислотному залишку виключена: відбудеться повна нейтралізація кислоти та основи з утворенням середньої солі та води. І нарешті, якщо залишок кислоти не містить активних атомів Гідрогену, а залишок основи не містить гідроксигруп, утвориться середня сіль:



Окрім того, виділяють ще подвійні, змішані та комплексні солі. Подвійні солі — солі, утворені двома різними катіонами та однаковими аніонами, наприклад NH_4MgPO_4 , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. У водних розчинах вони поведуться як суміш двох різних солей. Наприклад, сполука $(\text{NH}_4)\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ у розчині поводить себе як суміш амоній сульфату $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ та алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. При випарюванні такого розчину вони кристалізуються у вигляді однієї солі. Змішані солі утворені двома різними аніонами та однаковими катіонами, наприклад $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$, MgBrCl . Комплексні солі – це сполуки, які містять складні (комплексні) іони, здатні до самостійного існування у розчинах чи розплавах, наприклад $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Докладніше комплексні сполуки розглядатимуться нижче.

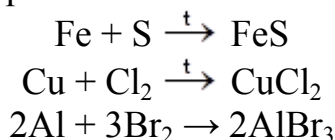
Номенклатура. Назви солей утворюють від назв відповідних катіонів та аніонів. Середні солі називають, спочатку вказуючи назву катіона та його валентність (якщо вона змінна), а потім назву аніона. Наприклад, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — ферум(III) сульфат, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — купрум(II) нітрат, AlBr_3 — алюміній бромід, CaCl_2 — кальцій хлорид.

Назви кислих солей будують так само, додаючи до назви кислотного залишку слово "гідроген" із числовим префіксом, який показує кількість активних атомів Гідрогену. Наприклад, NaHCO_3 — натрій гідрогенкарбонат, K_2HPO_4 — калій гідрогенортофосфат, LiHS — літій гідрогенсульфід, KH_2PO_4 — калій дигідрогенортофосфат або калій дигідрогенфосфат(V).

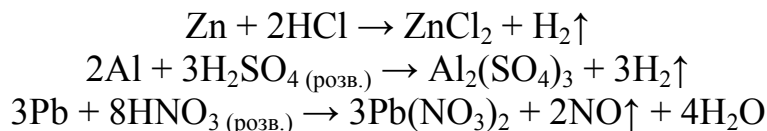
Основні солі називають, спочатку вказуючи спочатку катіон, потім у дужках його валентність (якщо вона змінна), потім слово "гідроксид" із числовим префіксом, який показує кількість гідроксигруп у залишку основи і назву аніона. Наприклад, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — хром(III) дигідроксид хлорид, $(\text{MgOH})\text{Br}$ — магній гідроксид бромід, $(\text{FeOH})\text{SO}_4$ — ферум(III) гідроксид сульфат, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — купрум(II) гідроксид карбонат або дикупрум(II) дигідроксид карбонат.

Середні солі можна отримати з різноманітних сполук, наприклад взаємодією:

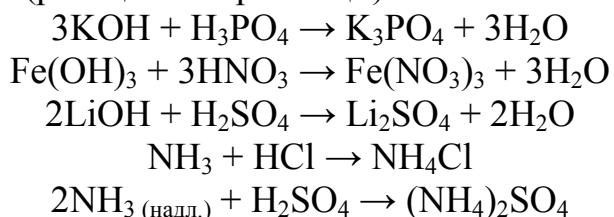
1. металів та неметалів (утворюються солі безоксигенових кислот):



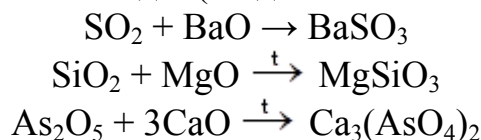
2. металів з кислотами:



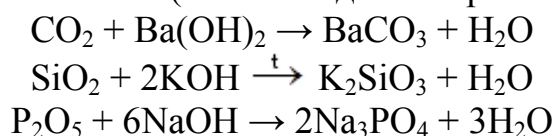
3. кислоти та основи (реакція нейтралізації):



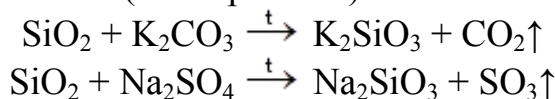
4. кислотного та основного оксидів (іноді за сплавлення):



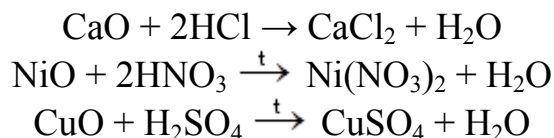
5. кислотного оксиду та основи (також іноді за нагрівання):



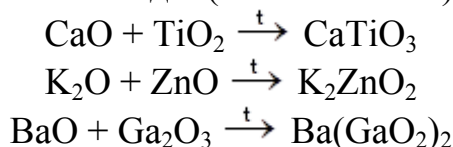
6. кислотного оксиду та солі (за нагрівання):



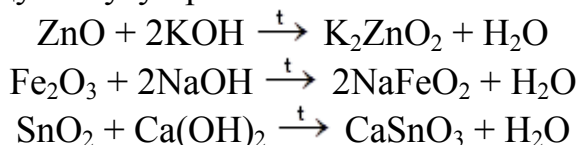
7. основного оксиду з кислотою:



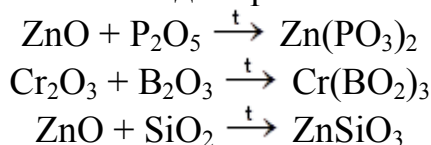
8. основного та амфотерного оксидів (за сплавлення):



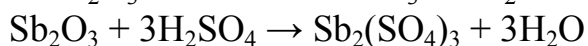
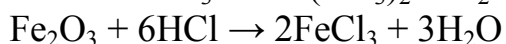
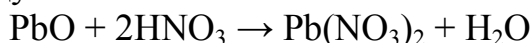
9. амфотерного оксиду та лугу при сплавленні:



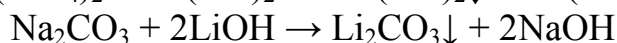
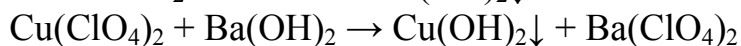
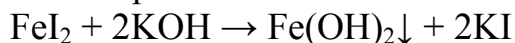
10. амфотерного та кислотного оксидів при сплавленні:



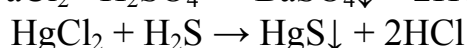
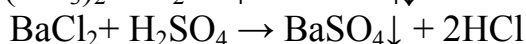
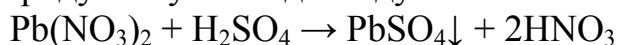
11. амфотерного оксиду з кислотою:



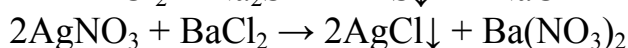
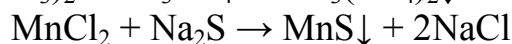
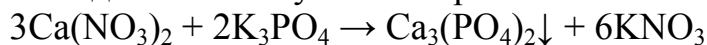
12. розчинної солі з лугом; при цьому один з продуктів повинен випасти в осад, а інший — залишитися в розчині:



13. розчинної солі з кислотою; як і в попередньому випадку, також необхідно виділення одного з продуктів у вигляді осаду:



14. двох розчинних солей; для забезпечення розділення продуктів необхідно, щоб одна з утворених двох солей була важкорозчинною:

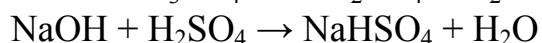
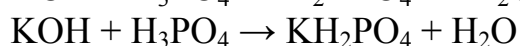
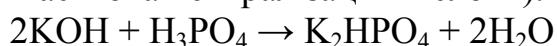


15. амфотерного гідроксиду з розчином лугу:

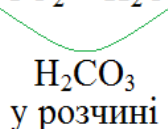
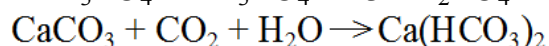


До основних способів добування кислих солей можна віднести такі:

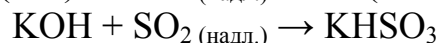
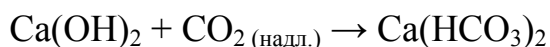
1. Взаємодія основи (найчастіше сильної) з надлишком багатоосновної кислоти (відбувається часткова нейтралізація кислоти):



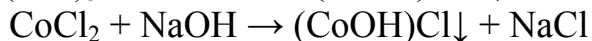
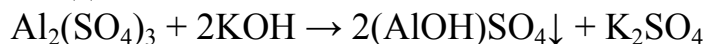
2. Взаємодія середньої солі багатоосновної кислоти з надлишком однойменної кислоти:



3. Взаємодія кислотних оксидів з лугами. Часто використовується надлишок кислотного оксиду:

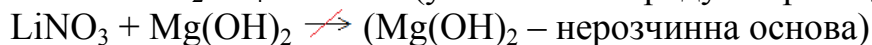
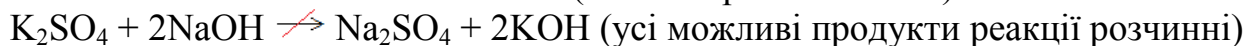
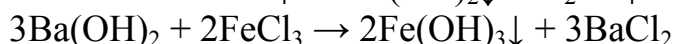
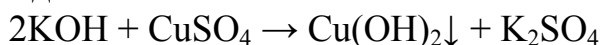


Основні солі можна одержати взаємодія середньої солі з невеликою кількістю лугу, недостатньою для того, щоб утворилася інша основа чи амфотерний гідроксид:

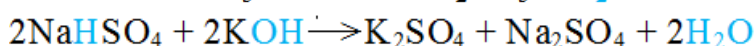
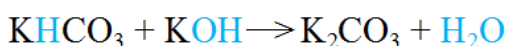


До основних властивостей солей можна віднести такі:

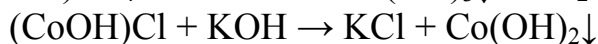
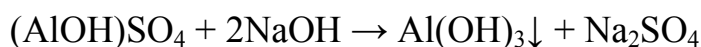
1. Середні солі реагують з розчинними основами з утворенням малорозчинних гідроксидів. Реакція між середніми солями та розчинними основами відбувається в разі одночасного виконання двох умов: а) вихідна сіль та вихідна основа мають бути розчинні у воді та б) внаслідок реакції мають утворитися осад чи газ.



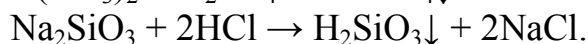
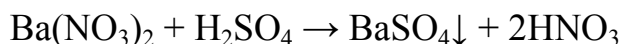
Кислі солі взаємодіють з лугами з утворенням середніх солей та води:



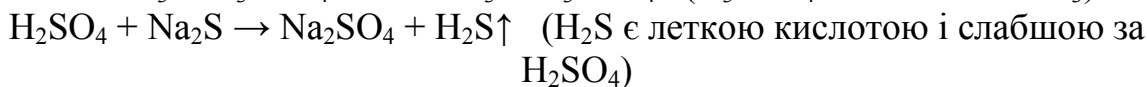
Основні солі взаємодіють з лугами з утворенням малорозчинних гідроксидів:



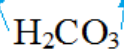
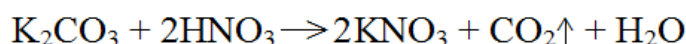
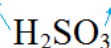
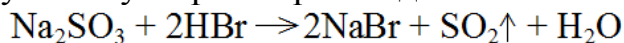
2. Середні солі реагують з кислотами з утворенням нової кислоти та нової солі. Нагадаємо, що для здійснення реакції необхідно, щоб утворена кислота чи сіль були малорозчинними:



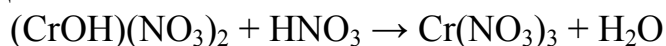
Реакція відбуватиметься і у випадку, якщо утворена кислота буде більш легкою та (або) слабшою, ніж та, що вступила в реакцію:

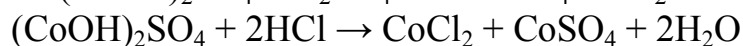
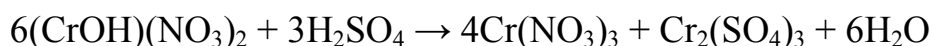


Нагадаємо, що карбонатна H_2CO_3 та сульфитна H_2SO_3 кислоти є нестійкими і відразу після утворення розкладаються:

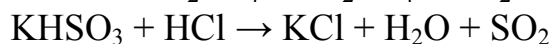
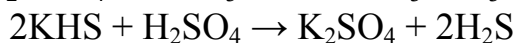
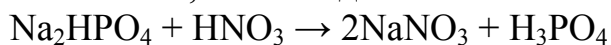


Основні солі взаємодіють з кислотами. При цьому утворюються середні солі та вода:

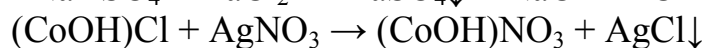
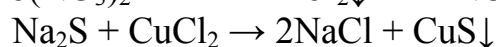
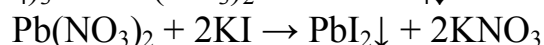
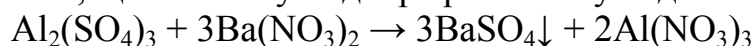




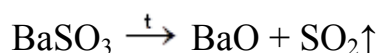
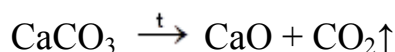
Кислі солі реагують з кислотами, якщо утворена кислота є слабшою, більш леткою чи менш стійкою, ніж вихідна:



3. Дві солі взаємодіють між собою з утворенням інших двох солей. Для здійснення перетворення необхідно, щоб принаймні одна з утворених солей випадала в осад. Тому для забезпечення повноти проходження реакції вихідні солі підбирають так, щоб вони були добре розчинні у воді.



4. Деякі солі розкладаються при нагріванні. Наприклад, карбонати або сульфіти розкладаються з утворенням відповідного оксиду металу та CO_2 (або SO_2):



2.6. Комплексні сполуки

Комплексних сполук відомо дуже багато, а їхні властивості надзвичайно різноманітні. Іноді не можна провести різких розмежувань між представниками комплексних сполук і деякими звичайними речовинами (солями, кислотами, основами). Тому не вдається сформулювати однозначне остаточне визначення, що стосувалося б до усіх речовин цього класу. Для практичної діяльності можна використати наступне визначення.

Комплексні сполуки — це речовини, у вузлах кристалічних ґраток яких містяться складні частинки (комплексні частинки), які існують як єдине ціле у кристалі чи в розчині, і які побудовані за рахунок координації (безпосереднього приєднання) певних молекул чи аніонів навколо центрального атома (чи іона)[6]. Комплексні сполуки складають найбільш поширену і неоднорідну за складом, будовою та властивостями групу речовин, що мають важливе значення у хімічній технології, прикладній хімії та в багатьох галузях господарства.

Найбільш вдало будову та властивості комплексних сполук пояснює теорія, запропонована у 1893 році шведським хіміком Альфредом Вернером. Саме він вперше висунув ідею про координацію, тобто безпосереднє приєднання до іона металу аніонів або нейтральних молекул.

Розглянемо основні положення координаційної теорії:

1. Комплексоутворювач (або центральний атом), приєднує (координує) більшу кількість іонів протилежного знаку або нейтральних молекул, ніж його звичайна валентність. У якості комплексоутворювачів можуть виступати атоми металів, катіони металів та атоми деяких неметалів у високих ступенях окиснення (наприклад $\overset{+3}{\text{B}}$, $\overset{+4}{\text{Si}}$, $\overset{+5}{\text{P}}$).
2. Частинки, що приєднуються до комплексоутворювача, називають лігандами. Лігандами можуть бути аніони (кислотні залишки) або нейтральні молекули, які мають неподілені електронні пари, наприклад F^- , Cl^- , Br^- , CN^- , NO_2^- , NCS^- , H_2O , NH_3 . Кожен ліганд характеризується дентатністю — кількістю хімічних зв'язків, що утворює один ліганд з комплексоутворювачем. Ліганди, здатні утворювати лише один зв'язок, називаються монодентатними (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NCS^- , NO_2^- , H_2O , OH^- , NH_3). Складніші молекули або іони можуть бути полідентатними, наприклад іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, молекули 1,2-діаміноетану (етилендіаміну) $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ виступають бідентатними лігандами (одночасно утворюють два зв'язки з комплексоутворювачами). Існують і полідентатні ліганди.
3. Кількість хімічних зв'язків, що утворює один комплексоутворювач з лігандами, називають координаційним числом. Координаційні числа змінюються від двох до дванадцяти, але найчастіше зустрічаються комплексні сполуки з координаційними числами 4 або 6. Якщо ліганд монодентатний, то координаційне число дорівнює кількості приєднаних лігандів.
4. Комплексоутворювач і ліганди утворюють внутрішню координаційну сферу. Межі внутрішньої сфери у формулі позначається квадратними дужками, а її заряд дорівнює сумі зарядів комплексоутворювача та лігандів.
5. У зовнішній координаційній сфері знаходяться іони, які компенсують заряд внутрішньої сфери.

Схематично будову комплексної сполуки на прикладі $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ подано на рис. 2.3.:

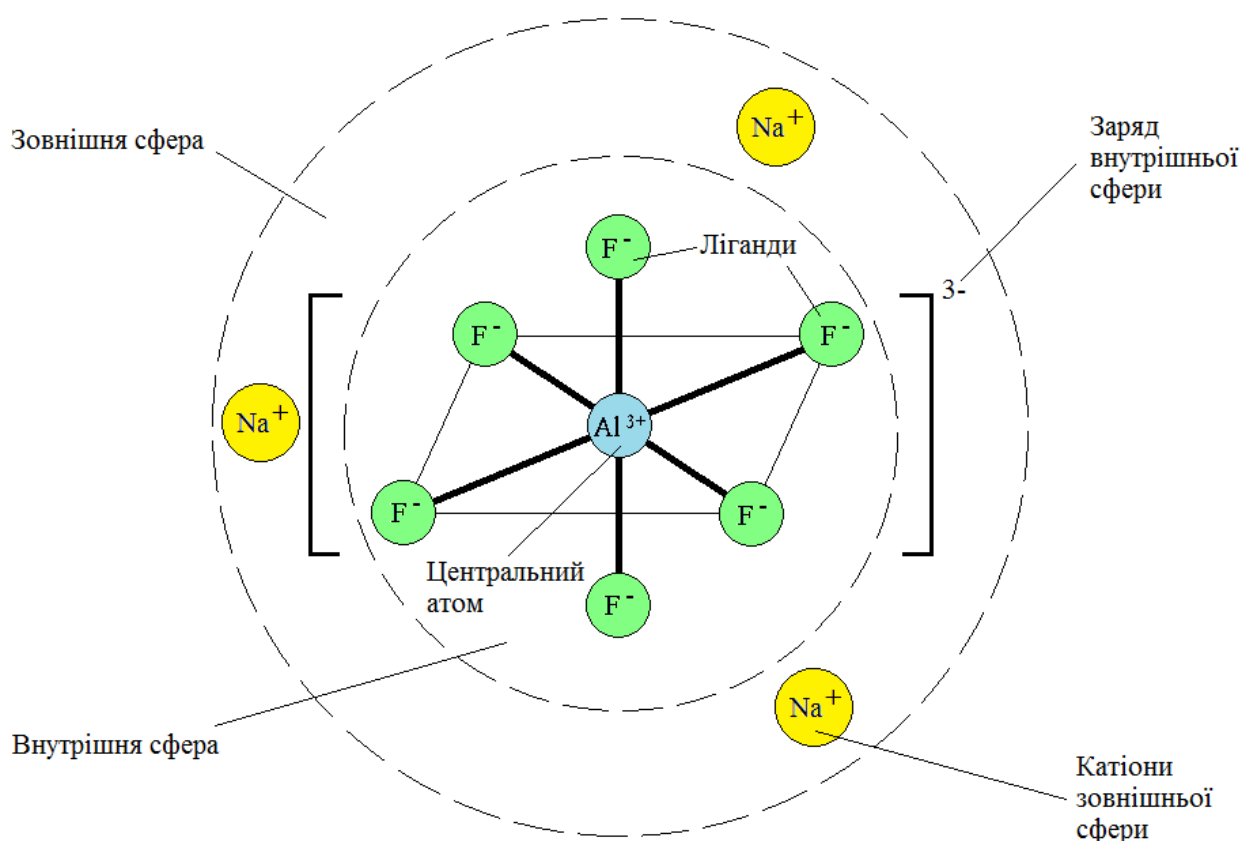
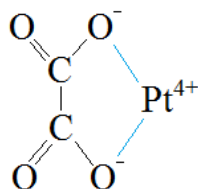


Рис. 2.3. Схематична будова комплексної сполуки

У якості прикладу складемо формулу комплексної сполуки, де комплексоутворювачами виступають катіони Pt^{4+} , лігандами — оксалат-аніони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, а іонами зовнішньої сфери виступають іони K^+ . Спочатку задамо питання: яке координаційне число має комплексоутворювач? Координаційне число залежить від розмірів комплексоутворювача та лігандів, а також від електронної будови комплексоутворювача. Так, для іонів Pt^{4+} координаційне число дорівнює шести. Далі задаємо наступне питання: яка дентатність у обраного нами ліганда? Дентатність ліганда залежить від його будови. Так, дентатність оксалат-аніона $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ дорівнює двом, оскільки цей аніон може утворити одночасно два хімічних зв'язки з комплексоутворювачем:



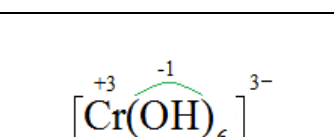
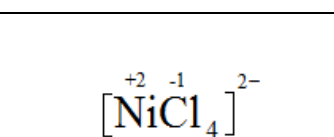
Потім задаємо третє питання: скільки лігандів потрібно для того, щоб повністю заповнити внутрішню координаційну сферу комплексоутворювача лігандами? Якщо ліганд монодентатний, то він займає одне місце в координаційній сфері; якщо бідентатний — два і т.д. Тоді для повного заповнення координаційної сфери на один катіон Pt^{4+} має припадати три

бідентатних ліганди $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$. Це означає, що між одним комплексоутворювачем і трьома лігандами утворюються шість хімічних зв'язків. У формулі комплексної сполуки спочатку записується комплексоутворювач, а потім ліганди. Отже, формула внутрішньої сфери запишеться так: $[\text{Pt}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{2-}$. Заряд внутрішньої сфери дорівнює сумі зарядів комплексоутворювача (у нашому випадку +4) та лігандів (три ліганди, заряд кожного -2). Таким чином, внутрішня сфера матиме некомпенсований негативний заряд -2. Для повної компенсації заряду у зовнішній сфері мають бути іони з протилежним зарядом (у нашому прикладі катіони K^+). Якщо зовнішня сфера складається з катіонів, то вони записуються зліва від позначення комплексного іона, якщо аніони — справа. У вказаному прикладі для компенсації заряду сполуки до нуля необхідно, щоб на один комплексний іон $[\text{Pt}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{2-}$ припадало два катіони K^+ . Отже, формула комплексної сполуки буде записуватися так: $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$.

Комплексоутворювач, його ступінь окиснення	Координаційне число комплексоутворювача	Ліганди	Іони зовнішньої сфери
^{+3}Cr	6	OH^-	Na^+
^{+2}Ni	4	Cl^-	K^+

Таблиця 2.5

Послідовність дій при складанні формул наступних комплексних сполук (з монодентатними лігандами)

Дія	Результат	
1	2	
1. Записуємо символ елемента комплексоутворювача:	Cr	Ni
2. Записуємо справа у дужках позначення лігандів без знаку заряду:	$\text{Cr}(\text{OH})$	NiCl
3. Визначаємо склад внутрішньої сфери: потрібно знати дентатність лігандів та координаційне число комплексоутворювача:		
4. Якщо можливо, дентатність лігандів та координаційне число скорочують на спільний дільник, а потім записують як індекс біля іншої частинки (індекс «1» не записують):		
5. Межі внутрішньої сфери (комплексоутворювач та ліганди) позначають квадратними дужками і визначають її заряд (заряд комплексної частинки):		

1	2	
6. Записуємо позначення іонів зовнішньої сфери біля позначення комплексної частинки (катіони зовнішньої сфери записують зліва, аніони — справа):	$\overset{+1}{\text{Na}} \overset{-3}{[\text{Cr}(\text{OH})_6]}$	$\overset{+1}{\text{K}} \overset{-2}{[\text{NiCl}_4]}$
7. Визначаємо кількісне співвідношення між іонами зовнішньої та внутрішньої сфери, скорочуючи, якщо можливо, заряди іонів на спільний дільник і записуємо отримані значення як індекси біля відповідних частинок.	$\overset{+1}{\text{Na}}_3 \overset{-3}{[\text{Cr}(\text{OH})_6]}$	$\overset{+1}{\text{K}}_2 \overset{-2}{[\text{NiCl}_4]}$

Якщо лігандами виступають незаряджені частинки — молекули, формули комплексних сполук складаються аналогічно. Наприклад, складемо формулу комплексної сполуки, де комплексоутворювачем виступає іон Mn^{2+} (його координаційне число дорівнює 6), монодентатними лігандами виступають молекули води, а зовнішньосферними іонами виступають нітрат-аніони NO_3^- . Кожен катіон Mn^{2+} оточує себе шістьма молекулами води, утворюючи комплексну частинку — катіон $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Оскільки молекули води незаряджені, заряд внутрішньої сфери дорівнює заряду іона-комплексоутворювача. Для компенсації заряду комплексного катіону до нуля необхідно у зовнішню сферу додати два нітрат-аніони NO_3^- . Тоді формула комплексної сполуки запишеться так: $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$. Розглянувши цей приклад, зауважимо, що заряд внутрішньої сфери може бути як негативним (аніонні комплекси), так і позитивним (катіонні комплекси), а також дорівнювати нулю (нейтральні комплекси, іонів зовнішньої сфери в них немає). Приклади комплексних сполук з різними зарядами внутрішньої сфери: $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ — нейтральна внутрішня сфера; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — негативно заряджена внутрішня сфера (комплексний аніон); $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ — позитивно заряджена внутрішня сфера (комплексний катіон).

Називають комплексні сполуки за наступними правилами:

1. Спочатку називають катіон (зовнішньосферний або комплексний), а потім аніон. Нейтральні комплекси називають так само, як і катіонні. Наприклад, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ — діамінаргентум(I) хлорид, $\text{K}[\text{BF}_4]$ — калій терафтороборат.
2. Щоб назвати комплексний іон, спочатку перераховують за абеткою ліганди, не враховуючи їхній заряд. Перед назвою кожного ліганда вказують його кількість, додаючи грецькі префікси ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6) і т.д. Найменування кількості лігандів не відносять до назви ліганду в разі їх переліку. Наприклад, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Br}$ — тетрааміндихлорокобальт(III) бромід.

Якщо префікси ди-, три- і т. п. вже є у назві самого ліганду (наприклад етилендіамін), то назву ліганду записують у дужках і додають префікси іншого типу: біс- (2), тріс- (3), тетракіс- (4), пентакіс- (5), гексакіс- (6).

Наприклад, $[\text{Co}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_3](\text{NO}_3)_3$ – тріс(етилендіамін)кобальт(III) нітрат.

3. Воду як ліганд називають аква-, а аміак — амін. Решту нейтральних лігандів називають так само, як і молекули, а до назви аніонних лігандів додають закінчення -о.

Таблиця 2.6

Приклади назв лігандів комплексних сполук

Ліганд	Назва ліганду	Ліганд	Назва ліганду
F^-	Фторо-	CN^-	Ціано-
Cl^-	Хлоро-	NH_3	Амін-
Br^-	Бromo-	H_2O	Аква-
I^-	Йодо-	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$	Етилендіамін-
OH^-	Гідроксо-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалато-

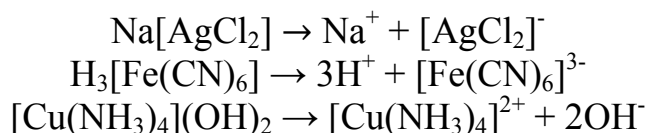
4. Після перерахування лігандів називають комплексоутворювач. Ступінь окиснення комплексоутворювача вказують римською цифрою у дужках відразу після його назви. Наприклад, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – пентааквахлорохром(III) хлорид.

5. Якщо комплексоутворювач входить до складу комплексного аніона, до назви комплексоутворювача додають закінчення –ат. Наприклад, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — калій гексаціаноферат(III).

Реакції, в результаті яких утворюються комплексні сполуки, називаються реакціями комплексоутворення. Найбільш типовими комплексоутворювачами виступають катіони d- та f-металів, рідше – атоми р-елементів. Іони s-елементів не схильні до комплексоутворення.

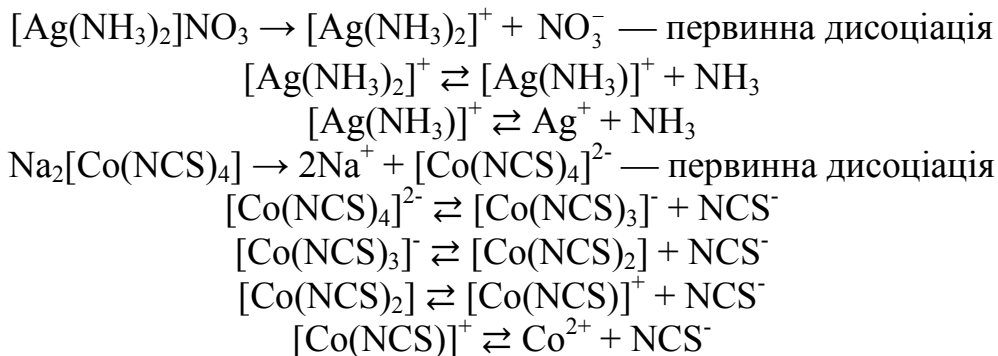
Якщо замінити іони зовнішньої сфери, то властивості комплексної сполуки змінюються мало. Якщо ж замінити один з компонентів внутрішньої сфери (комплексоутворювач чи навіть один з лігандів), то утвориться нова сполука, із зовсім іншими властивостями.

Характер дисоціації комплексних сполук пов'язаний з їхньою будовою. Розрізняють первинну та вторинну дисоціацію. Якщо комплексна сполука містить іони зовнішньої сфери (тобто комплекс є катіонним або аніонним), то первинна дисоціація полягає у відщепленні іонів зовнішньої сфери від іонів внутрішньої. Первинна дисоціація відбувається за типом сильного електроліту, тобто є необоротною, одностадійною і записується одним рівнянням:



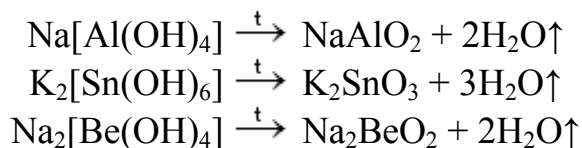
Вторинна дисоціація полягає у відщепленні лігандів від комплексної частинки. Вона відбувається за типом слабого електроліту, тобто частково, оборотно та постадійно. Кожна стадія вторинної дисоціації полягає у відщепленні одного ліганда від комплексної частинки, а тому кількість стадій вторинної дисоціації відповідає кількості лігандів у внутрішній

координаційній сфері. Нагадаємо, що для правильного складання рівнянь дисоціації слід перевіряти баланс зарядів: сума зарядів всіх частинок у лівій частині рівняння повинна дорівнювати сумі зарядів усіх частинок у правій. Також не слід забувати, що під час вторинної дисоціації з відщепленням аніонів заряд внутрішньої сфери буде змінюватися. Як приклад, наведемо рівняння дисоціації таких сполук, як $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ та $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NCS})_4]$:

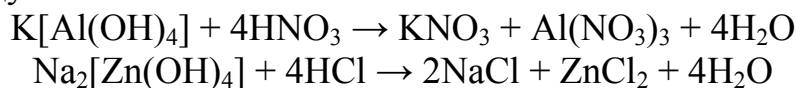


Наведемо деякі хімічні властивості комплексних сполук на прикладі гідроксокомплексів — комплексних сполук, в яких лігандами виступають гідроксил-аніони OH^- :

1. Комплексні солі під час нагрівання розкладаються, утворюючи солі та воду:



2. Гідроксокомплекси реагують з надлишком сильної кислоти, утворюючи дві солі та воду:



Генетичний зв'язок між оксидами, основами, кислотами і солями.

Як відомо, ґрунтуючись на спільних ознаках — складі та хімічних властивостях, неорганічні речовини поділяють на окремі класи. Між класами неорганічних сполук існує зв'язок. Цей зв'язок виявляється в тому, що речовини — представники одного класу, взаємодіючи з іншими речовинами, перетворюються на представників інших класів. Наприклад, кислотні оксиди, взаємодіючи з водою, перетворюються на кислоти. Такого роду зв'язок називається генетичним. Генетичний зв'язок між класами речовин ґрунтується на взаємоперетворенні цих речовин і показує походження одних речовин від інших.

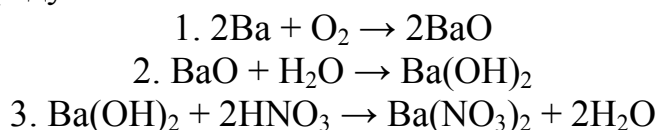
Розглянемо генетичний ряд металів, тобто ряд сполук, які беруть початок від простих речовин — металів. Він має наступний вигляд:



Атоми металу, з якого починається генетичний ряд, входять до складу всіх сполук ряду, наприклад:



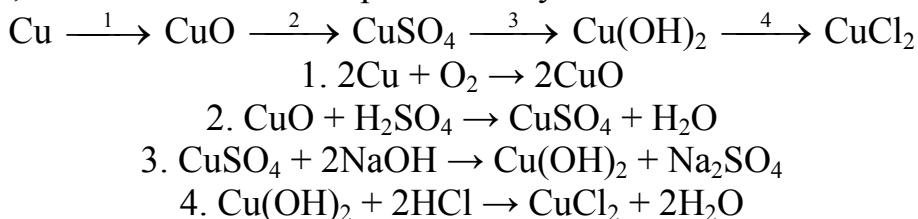
Слід звернути увагу, що кількість стрілок в ряду відповідає кількості рівнянь реакцій. Всі речовини, що розташовані перед будь-якою стрілкою, мають вступити в реакцію, а речовини, розташовані після них — утворитися внаслідок реакції. Проілюструємо це на прикладі реакцій для вищезазначеного ряду:



Якщо оксиду металу відповідає нерозчинна основа, то для її отримання оксид металу розчиняють в кислоті, отримуючи відповідну сіль. Потім до розчину солі додають розчин лугу з утворенням нерозчинної основи. Іншими словами, нерозчинну основу не можна добути прямим шляхом — взаємодією оксиду металу з водою. Тому добувають її непрямым — спочатку перетворюючи оксид металу на сіль, а тільки потім на нерозчинну основу. Це означає, що генетичний ряд металу, який утворює нерозчинну основу, продовжується на одну ланку:

метал $\rightarrow$ основний оксид $\rightarrow$ сіль $\rightarrow$ нерозчинна основа $\rightarrow$ сіль

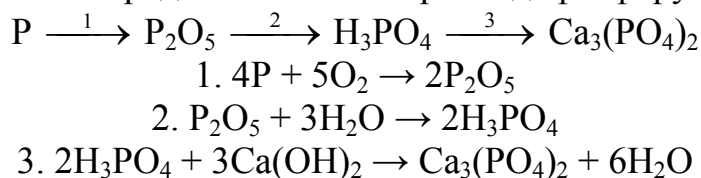
Наприклад, для міді генетичний ряд може бути таким:



Генетичний ряд для неметалів будується за тим самим принципом, що і для металів, за винятком того, що з кислотного оксиду отримують кислоту:

неметал $\rightarrow$ кислотний оксид $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ сіль

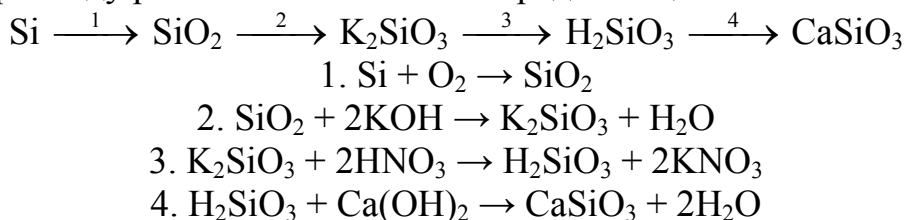
Як приклад, розглянемо ряд неметалів на прикладі фосфору:



Якщо оксиду неметалу відповідає нерозчинна кислота, то для її утворення кислотний оксид спочатку переводять в розчинну сіль, а потім отримують нерозчинну кислоту, додаючи до розчину солі розчин сильної кислоти. Тоді генетичний ряд набуває такого вигляду:

неметал $\rightarrow$ кислотний оксид $\rightarrow$ розчинна сіль $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ сіль

У якості прикладу розглянемо генетичний ряд Силіцію:



Спрощено схему генетичних взаємозв'язків між основними класами неорганічних речовин наведено на рис. 2.4.

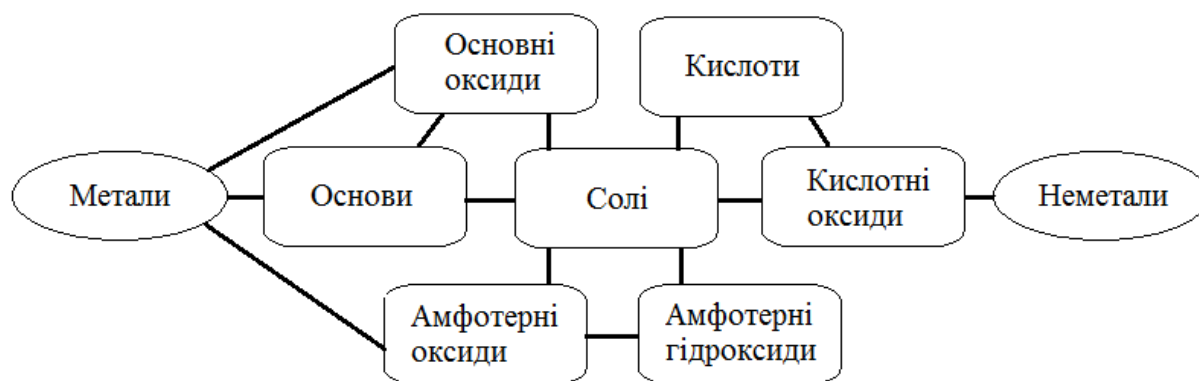


Рис. 2.4. Схема генетичного зв'язку між основними класами неорганічних сполук

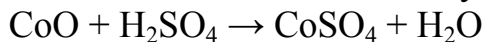
Наведена схема не відображає повністю всі особливості реакцій між сполуками різних класів, але ілюструє та узагальнює принципи отримання та взаємодії речовин. Так, з рис. 2.4. видно, що елементи-неметали є родоначальниками сполук з кислотними властивостями (кислотних оксидів та кислот), а елементи-метали найчастіше утворюють сполуки основного або амфотерного характеру (основні чи амфотерні оксиди та гідроксиди). Солі беруть участь у великій кількості взаємодій як реагенти чи продукти реакцій. Розуміння генетичних взаємозв'язків між основними класами речовин дозволяє обирати зручні методи отримання речовин з доступних реагентів.

2.6.1. Приклади розв'язку завдань

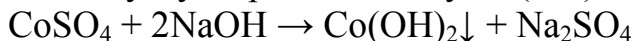
Завдання 1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{CoO} \rightarrow \text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(NO}_3)_2$.

Розв'язок. Для складання рівнянь реакцій перетворення необхідно знати, до якого класу відносяться вихідна речовина та продукт реакції, а також їх хімічні властивості та методи добування. Перша речовина в ланцюжку перетворень — CoO є двоелементною сполукою. Одним з двох елементів, що її утворюють, є Оксиген. Тому CoO належить до класу оксидів. Кобальт(II) оксид є оксидом двохвалентного елементу-металу, та, оскільки не належить до винятків (SnO , PbO , ZnO та BeO є амфотерними), належить до основних. Його потрібно перетворити на кобальт(II) сульфат CoSO_4 , що належить до класу солей. Ця сіль утворена оксигенвмісною кислотою. Далі ставимо питання: як отримати сіль оксигенвмісної кислоти з основного оксиду? Її можна одержати взаємодією основного оксиду з кислотним оксидом чи кислотою. Кислота повинна містити такий само залишок, що і утворена нею сіль. А кислотний оксид повинен відповідати кислоті, тобто ступінь окиснення елементу-кислотоутворювача в оксиді та кислоті повинен бути однаковим. Ступінь окиснення Сульфуру у CoSO_4 дорівнює +6, тобто для утворення солі необхідно використати сульфур(VI) оксид SO_3 або відповідну йому кислоту H_2SO_4 . Вибір конкретного реагенту залежить від

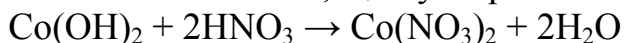
практичних міркувань: їх доступності та стійкості. Найчастіше для перетворення основного оксиду у відповідний сульфат використовують розчин сульфатної кислоти як досить стійкої та доступної:



Наступне перетворення — розчинної солі на нерозчинний гідроксид (див. таблицю розчинності) виконується за допомогою розчину луку, відбувається реакція обміну з утворенням осаду $\text{Co}(\text{OH})_2$:



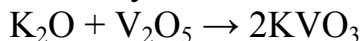
Перетворення важкорозчинного гідроксиду на сіль можна здійснити за допомогою кислотного оксиду чи кислоти. Нагадаємо, що остання повинна містити такий само кислотний залишок, що і утворена нею сіль:



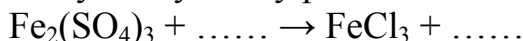
Завдання 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівнянні хімічної реакції:



Розв’язок. Продукт реакції належить до солей оксигенвмісних кислот. Якщо звернути увагу на макет можливого рівняння реакції, буде видно, що ця сіль утворюється з двох сполук і окрім неї, інших продуктів реакції не утворюється. Це можна реалізувати єдиним шляхом: отриманням солі з відповідних оксидів. Для складання формул оксидів необхідно встановити ступені окиснення елементів у солі — продукті реакції: $\text{K}^{+1}\text{V}^{+5}\text{O}_3$. Калій та Ванадій зберігатимуть ступені окиснення під час реакції. Тому KVO_3 утвориться з основного калій оксиду та кислотного ванадій(V) оксиду:

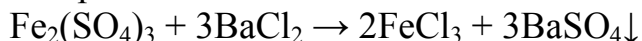


Розглянемо ще один аналогічний приклад. Допишемо відсутні сполуки та розставимо коефіцієнти у наступному рівнянні:



Оскільки вказано один з реагентів та один з продуктів реакції, то реакція зводиться до перетворення ферум(III) сульфату у ферум(III) хлорид. Це хімічне перетворення відноситься до реакцій подвійного обміну, оскільки рівняння реакції містить речовини-електроліти та по два реагенти і продукти. Обидва вказані учасники реакції — $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ та FeCl_3 — належать до класу солей, до того ж добре розчинних у воді (Додаток В), а тому відносяться до сильних електролітів. Натомість реакції подвійного обміну проходять в прямому напрямку у випадку утворення: а) газу, б) слабого електроліту або в) осаду. Один з продуктів реакції — FeCl_3 — є сильним електролітом, а, отже, інший продукт повинен бути або газом, або слабким електролітом, або випадати в осад. На додачу, він повинен містити в своєму складі сульфат-іони SO_4^{2-} — залишки сульфатної кислоти, які перейшли до нього від реагенту $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Сполуками, що містять або утворюють при дисоціації сульфат-іони, є сульфатна кислота H_2SO_4 та її солі. Як сульфатна кислота, так і її солі не є газами і не належать до слабких електролітів. Отже, для забезпечення проходження реакції сполука, що утворюється разом з FeCl_3 ,

повинна містити сульфат-іони і має бути нерозчинною (випадати в осад). Натомість для забезпечення проходження реакції невідомим реагентом має бути розчинна сполука, що містить у своєму складі хлорид-іони Cl^- . До того ж обидві невідомі сполуки — реагент та продукт — повинні дисоціювати з утворенням одного і того ж катіону. За таблицею розчинності можна підібрати подібну сполуку, наприклад як реагент можна використати розчинний барій хлорид, тоді під час реакції утвориться нерозчинний барій сульфат. Тоді рівняння реакції запишеться так:



3. Складіть формули сполук атомів елементів та наведіть їхні назви: Галію – з Сульфуром, Бромом, Фосфором.

Спочатку необхідно визначити, до металів чи неметалів відносяться запропоновані елементи, використовуючи правило діагоналі (Додаток А). Галій належить до металів, натомість Сульфур, Бром та Фосфор відносяться до неметалів. Атоми металів в реакціях з неметалами віддаватимуть свої валентні електрони, а атоми неметалів їх приєднуюватимуть. Далі визначимо кількість приєднаних чи відданих електронів, яке залежить від номера групи, де розташовано елемент. Нагадаємо, що номер групи для елементів головних підгруп (а Галій, Сульфур, Бром та Фосфор належать до головних підгруп) завжди дорівнює кількості його валентних електронів. Галій знаходиться у третій групі, а, отже, буде віддавати три валентні електрони, переходячи в ступінь окиснення +3. Атоми неметалів преднують електрони, добудовуючи свій зовнішній енергетичний рівень до стійкої восьмиелектронної оболонки. Наприклад, атом Сульфору має на зовнішньому рівні шість валентних електронів (бо розташований в шостій групі). Тому до завершення побудови стійкої восьмиелектронної зовнішньої оболонки йому не вистачає двох електронів. Приєднавши їх атом Сульфору набуде ступеня окиснення -2. З Галієм він утворить сполуку складу $\overset{+3}{\text{Ga}}_2\overset{-2}{\text{S}}_3$ — галій сульфід. Бром та Фосфор, розташовуючись у сьомій та п'ятій групі відповідно, приєднують один та три електрони, переходячи у ступені окиснення -1 та -3. З Галієм вони утворять сполуки складу $\overset{+3}{\text{Ga}}\overset{-1}{\text{Br}}_3$ — галій бромід та $\overset{+3}{\text{Ga}}\overset{-3}{\text{P}}$ — галій фосфід.

РОЗДІЛ 3. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

3.1. Техніка безпеки роботи у хімічній лабораторії

1. Необхідно обережно поводитись з приладами та лабораторним посудом.
2. Робоче місце необхідно тримати в чистоті. Досліди рекомендується виконувати в спецодязі (халаті).
3. Реактивів треба брати для роботи якнайменше. Наприклад, по 1 мл (1см^3) кожного з взаємодіючих розчинів, одну гранулу металу і т.п. Розведені розчини кислот, лугів та солей, які використовуються в лабораторії, мають концентрацію 1 моль/л.
4. Надлишок реактиву заборонено висипати або виливати в посуд, з якого його взяли. Після використання реактиву банку або склянку потрібно закрити і поставити на місце.
5. Сухі реактиви брати лише за допомогою шпательів. Категорично заборонено куштувати на смак хімічні реактиви.
6. Використані в роботі тверді речовини та фільтрувальний папір необхідно викидати у спеціальні корзини, відходи солей срібла (аргентуму), а також відпрацьовані кислоти виливати у спеціальні банки, інші рідкі відходи виливати в раковину.
7. Всі досліди, які супроводжуються виділенням отруйних газів, проводити лише у витяжній шафі. У вказівках такі випадки позначаються словами «витяжна шафа».
8. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю тримати її отвором від себе та людей, що стоять поруч.
9. При розведенні концентрованих кислот, особливо сульфатної, лити кислоту у воду, а не навпаки.
10. Якщо на обличчя або руки потрапили бризки концентрованої кислоти, її треба змити великою кількістю води, а потім промити уражені місця слабким розчином соди (2%) або аміаку. Луг треба змивати до тих пір, поки ділянка шкіри, на яку він потрапив, не перестане бути слизькою, а потім промити уражене місце розведеним розчином оцтової кислоти (5%) та знову водою.
11. Якщо реактиви потрапили в очі, треба їх промити великою кількістю води та звернутися до лікаря.
12. Досліди з леткими, пожежонебезпечними речовинами проводити у витяжній шафі, подалі від полум'я. Бензин, бензен, етер, що спалахнули, гасити, використовуючи пісок.
13. У разі опіку (полум'ям чи нагрітими предметами) змастити обпечене місце проти опіковою маззю.

14. Категорично забороняється приймати їжу в хімічній лабораторії, приносити напої, користуватись мобільними пристроями (телефонами, ноутбуками тощо).

3.2. Лабораторний практикум

3.2.1. Лабораторна робота №1.

Визначення молярної маси карбон(IV) оксиду

Мета роботи: визначити експериментально молярну масу карбон(IV) оксиду.

Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) добувають в апараті Кіппа, в якому у колбі-реакторі (у середній частині) знаходиться мармур CaCO_3 , а у лійці та нижньому резервуарі — розведена (1:3) хлоридна кислота; для осушування отриманого газу його пропускають через склянку Тищенко чи Дрекслея, де знаходиться концентрована сульфатна кислота, у колбу для збирання газу.

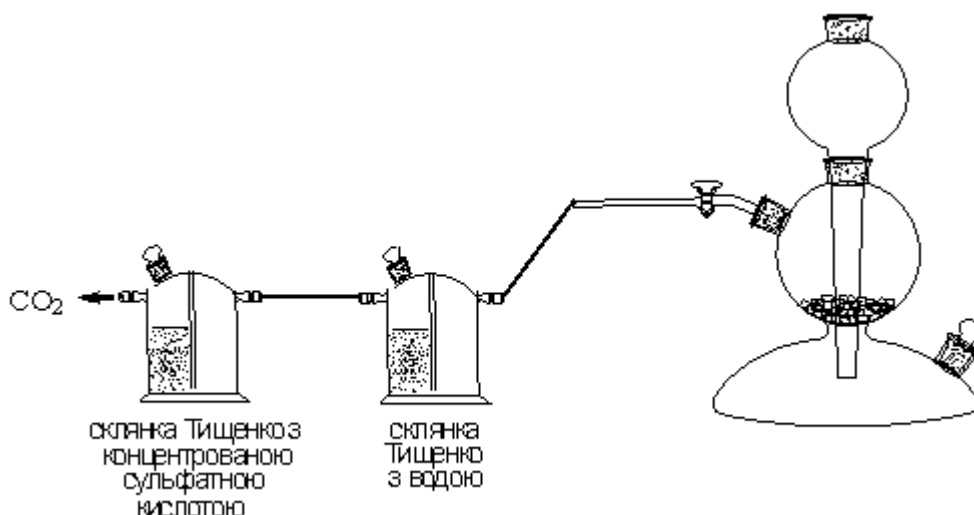


Рис.3.1. Одержання, очищення та сушіння вуглекислого газу

Суху колбу місткістю 250 мл закрийте корком. Олівцем на склі позначте рівень, до якого корок входить у шийку колби. Зважте закриту корком колбу на технохімічних терезах із точністю до 0,01 г. Заповніть колбу вуглекислим газом з апарата Кіппа (рис.1). Повноту заповнення перевірте тліючою скіпкою. Закрийте колбу корком так, щоб він зайняв попереднє положення. Зважте колбу з вуглекислим газом.

Повторіть наповнення колби вуглекислим газом і знову зважте її. Розбіжність між масами не має перевищувати похибки зважування (0,01 г). Якщо різниця більша за це значення, потрібно повторити наповнення колби вуглекислим газом та зважування. Наповнення і зважування необхідно проводити два-три рази до одержання сталої маси, тобто коли два

послідовних результати будуть відрізнятися один від одного не більше ніж на 0,01 г.

Налийте в колбу води до позначки та визначте її об'єм, вимірявши його мірним циліндром. Об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким наповнювали колбу.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

1. Маса колби з повітрям $m(\text{к+п})$, г
2. Маса колби з вуглекислим газом $m(\text{к+CO}_2)$, г
3. Об'єм колби V , мл
4. Температура $t, ^\circ\text{C}$
5. Барометричний тиск P_0 , мм рт. ст.

Перерахуйте об'єм повітря (вуглекислого газу) на н.у.:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

Знайдіть кількість речовини повітря у колбі:

$$n(\text{пов.}) = \frac{V_0(\text{пов.})}{V_m}$$

Розрахуйте масу повітря у колбі:

$$m(\text{пов.}) = n(\text{пов.}) \cdot M(\text{пов.}),$$

де $M(\text{пов.}) = 29$ г/моль – молярна маса повітря.

Знайдіть масу колби:

$$m(\text{колби}) = m(\text{колби} + \text{пов.}) - m(\text{пов.})$$

та масу вуглекислого газу:

$$m(\text{CO}_2) = m(\text{колби} + \text{CO}_2) - m(\text{колби})$$

Розрахуйте молярну масу вуглекислого газу $M(\text{CO}_2)$ трьома способами:

1. за кількістю речовини вуглекислого газу в колбі:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{пов.});$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M_1(\text{CO}_2)}$$

2. за відносною густиною за повітрям:

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{пов.})} = \frac{M_2(\text{CO}_2)}{M(\text{пов.})}$$

3. за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m(\text{CO}_2)}{M_3(\text{CO}_2)} \cdot R \cdot T,$$

$$\text{де } R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Визначте середнє значення молярної маси:

$$M_{\text{сер}}(\text{CO}_2) = \frac{M_1(\text{CO}_2) + M_2(\text{CO}_2) + M_3(\text{CO}_2)}{3}$$

Визначте абсолютну (Δ) та відносну (δ) похибки досліду:

$$\Delta = |M_{\text{сер}}(\text{CO}_2) - M_{\text{теор}}(\text{CO}_2)|;$$

$$\delta = \frac{\Delta}{M_{\text{теор}}(\text{CO}_2)}.$$

У висновку вкажіть, яким методом визначили молярну масу газу, які результати було отримано та фактори, що вплинули на похибку експерименту.

3.2.2. Лабораторна робота №2.

Добування та хімічні властивості оксидів та нерозчинних гідроксидів

Мета роботи: ознайомитись зі способами добування оксидів та гідроксидів і вивчити їх властивості.

1. До п'яти мілілітрів води долийте декілька крапель розчину фенолфталеїну, а потім додайте невеличку кількість кальцій оксиду. Що спостерігається?
2. До розчину, отриманого у досліді 1, додайте розчин хлоридної кислоти. Як при цьому змінюється колір індикатора?
3. До розчину купрум(II) сульфату долийте такий самий об'єм розчину натрій гідроксиду. Реакційну суміш нагрійте. Що спостерігається?
4. До невеликої кількості купрум(II) оксиду долийте розчин нітратної кислоти та підігрійте. Як та чому змінюється забарвлення розчину?
5. До п'яти мілілітрів води долийте декілька крапель розчину метилоранжу, а потім за допомогою сухої скляної палички невелику кількість фосфор(V) оксиду. Як змінюється колір індикатора? Чому?
6. У пробірку налейте 2-3 мл розчину кальцій гідроксиду, а потім пропускайте вуглекислий газ з апарата Кіппа. Що спостерігається?
7. До 1-2 мл розчину солі: а) ферум(III) хлориду (чи іншої розчинної солі феруму(III)), цинк сульфату; б) алюміній сульфату, нікол(II) сульфату; в) магній сульфату, хром(III) сульфату додайте невелику кількість розчину натрій гідроксиду до випадання осаду та перемішайте (осад не повинен розчинятись). Утворений осад розділіть на дві частини. До однієї додайте надлишок розчину нітратної кислоти, до іншої — надлишок розчину натрій гідроксиду. Чи в усіх випадках осад розчиняється? Зробіть висновки щодо хімічних властивостей важкорозчинних гідроксидів.

3.2.3. Лабораторна робота №3.

Добування та хімічні властивості середніх та комплексних солей

Мета роботи: ознайомитись зі способами добування солей та комплексних сполук і вивчити їх властивості.

1. У пробірку налейте 1-2 мл водного розчину натрій ортофосфату, а потім додайте невелику кількість розчину кальцій хлориду. До утвореного осаду додайте невелику кількість нітратної кислоти. Що спостерігається?

2. До 1 мл водного розчину барій хлориду додайте невелику кількість розчину натрій карбонату. Яка речовина випадає в осад? Що спостерігатиметься при додаванні до осаду розчину нітратної кислоти?
3. У пробірку налейте невелику кількість водного розчину купрум(II) сульфату, а потім додайте декілька крапель розчину натрій сульфідіду.
4. До розчину кальцій гідроксиду додайте розчин натрій карбонату. Що спостерігається?
5. До розчину барій хлориду (або барій нітрату) додайте розчин а) сульфатної кислоти, б) алюміній сульфату. Яка речовина випадає в осад? Чи будуть відрізнятися зовнішні ознаки перебігу реакцій?
6. До розчину натрій карбонату долийте розчин нітратної кислоти. Що спостерігається?
7. Через розчин кальцій гідроксиду пропустіть вуглекислий газ з апарата Кіппа до утворення осаду.
8. До розчину а) хром(III) сульфату, б) цинк сульфату, в) станум(IV) хлориду поступово додайте надлишок розчину натрій гідроксиду. У чому причина розчинення осадів, які утворюються спочатку?
9. До розчину а) нікол(II) сульфату, б) купрум(II) сульфату поступово додайте надлишок розчину аміаку. Що спостерігається?
10. До розчину купрум(II) сульфату додайте кристалічний натрій хлорид та перемішайте. Що відбуватиметься при додаванні до реакційної суміші невеликої кількості натрій сульфідіду?
12. До розчину ферум(III) хлориду долийте декілька крапель розчину калій тіоціанату (KSCN). Утворений розчин розбавте дистильованою водою у 10 разів. Який колір має розчин? До 1-2 мл цього розчину додайте надлишок розчину натрій гідроксиду. Що спостерігається?

3.2.4. Лабораторна робота №4

Визначення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації

Мета роботи: визначити експериментально стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації.

Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію, об'єм та густину розчину кислоти, що буде використаний в досліді. Також вказуються значення концентрації та густини розчину лугу. Одержавши завдання, розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину:

$$n(\text{кислоти}) = C(\text{кислоти}) \cdot V_{\text{р-ну}}.$$

За рівнянням реакції взаємодії кислоти з лугом розрахуйте, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.

Заповніть бюретку розчином кислоти та налейте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину

кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури t_1 .

За допомогою мірного циліндра відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури t_2 .

Після проведення досліду виконайте необхідні розрахунки:

Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації. $\Delta T = \Delta t = t_2 - t_1$. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину та його об'єм:

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{к-ти}} + m_{\text{лугу}} = V_{\text{к-ти}} \cdot \rho_{\text{к-ти}} + V_{\text{лугу}} \cdot \rho_{\text{лугу}}$$

Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час проведеного процесу нейтралізації $Q_{\text{нейтр}}$ (кДж), прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою ж, як і теплоємність води $C_{\text{H}_2\text{O}}$. Тоді

$$Q_{\text{нейтр}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \Delta T \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}; \quad C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \cdot 10^{-3} [\text{кДж}/(\text{г} \cdot \text{K})].$$

Експериментальне значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр. експ}}^0$ розрахуйте за формулою:

$$\Delta H_{\text{нейтр. експ}}^0 = \frac{Q_{\text{нейтр}}}{n(\text{NaOH})} \quad (\text{кДж/моль}).$$

Використовуючи відоме значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр. теор}}^0 = -57,3$ кДж/моль, розрахуйте абсолютну (Δ , кДж/моль) та відносну (δ , %) похибки експеримента та заповніть таблиці:

$$\Delta = |\Delta H_{\text{нейтр. експ}}^0 - \Delta H_{\text{нейтр. теор}}^0| \quad \delta = \frac{\Delta}{|\Delta H_{\text{нейтр. теор}}^0|} \cdot 100\%$$

Таблиця 3.1

Вихідні дані

Розчин кислоти				Розчин лугу			
Формула кислоти	V , л	C , моль/л	ρ , г/л	Формула лугу	V , л	C , моль/л	ρ , г/л

Таблиця 3.2

Результати роботи

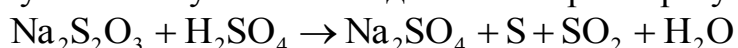
t_1 , °C	t_2 , °C	Δt , °C	$m_{\text{р-ну}}$, г	$\Delta H_{\text{експ}}^0$, кДж/моль	Похибка	
					Δ , кДж/моль	δ , %

3.2.4.Лабораторна робота 5.Хімічна кінетика

Мета роботи: визначити експериментально залежність швидкості та константи швидкості реакції від концентрації реагентів та температури.

Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Налийте в три хімічні стакани розчин натрій тіосульфату ($\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5\%$) та дистильовану воду в кількостях, що вказані у табл. 1. Додайте в кожен склянку по 15 мл розчину сульфатної кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5\%$) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння. Помутніння обумовлене виділенням сірки в результаті реакції



Таблиця 3.3

Дані досліду

Номер стакана	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм дист. води, мл	C_1	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	C_2	Час появи помутніння τ , сек.	Відносна швидкість реакції ν , сек^{-1}	Константа швидкості k
1	5	10	1	15	3			
2	10	5	2	15	3			
3	15	0	3	15	3			

Розрахуйте відносну швидкість реакції ($\nu = 1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k = \nu/(C_1 \cdot C_2)$), де C_1 і C_2 — відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно).

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразить у вигляді графіка $\nu = f(C_1)$. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат — відносну швидкість реакції. Зробіть висновок про те, чи залежать швидкість реакції та константа швидкості від концентрації натрій тіосульфату.

Вплив температури на швидкість реакції

В одну пробірку налейте 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу — 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки помістіть у термостат, нагрітий до 40°C . Через 5 хвилин до розчину тіосульфату прилийте розчин сірчаної кислоти. Визначте час до появи помутніння. Такі ж вимірювання проведіть для зразків за 60°C та кімнатної температури. Результати досліду занесіть у таблицю 3.4

Результати дослідів

Номер дослідів	Температура $t, ^\circ C$	Час появи помутніння τ , сек.	Відносна швидкість реакції ν , сек ⁻¹	Константа швидкості k	$\gamma_{\text{сеп}}$
1	20*				
2	40				
3	60				

(* – чи інша кімнатна температура)

Розрахуйте відносну швидкість ($\nu = 1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k = \nu/(C_1 \cdot C_2)$), де $C_1 = C_2 = 3$; C_1 і C_2 — відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат — швидкість реакції.

Розрахуйте значення температурних коефіцієнтів за різних температурних інтервалів та його усереднене значення $\gamma_{\text{сеп}}$ за формулами:

$$\gamma_1 = \frac{t_2 - t_1}{10} \sqrt{\frac{\nu_{t_2}}{\nu_{t_1}}}, \quad \gamma_2 = \frac{t_3 - t_2}{10} \sqrt{\frac{\nu_{t_3}}{\nu_{t_2}}}, \quad \gamma_3 = \frac{t_3 - t_1}{10} \sqrt{\frac{\nu_{t_3}}{\nu_{t_1}}}, \quad \gamma_{\text{сеп}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3},$$

де $t_1 \approx 20^\circ C$ чи інша кімнатна температура, $t_2 \approx 40^\circ C$, $t_3 \approx 60^\circ C$. Зробіть висновок про те, чи залежать значення швидкості реакції та константи швидкості від температури.

3.2.4. Лабораторна робота №6. Розчини електролітів

Мета роботи: ознайомитись з загальними закономірностями проходження реакцій між електролітами у водних розчинах.

1. У пробірки з розчинами а) сульфатної кислоти, б) натрій сульфату та в) алюміній сульфату додайте невелику кількість розчину барій хлориду. Що спостерігається? Чи відрізнятимуться зовнішні ознаки перебігу реакцій? Чому?
2. До розчину ферум(III) хлориду додайте невеликий надлишок розчину а) натрій гідроксиду, б) аміаку. Чи відрізнятимуться зовнішні ознаки перебігу реакцій? Яку роль відіграв аміак у водному розчині в останній реакції? Наведіть рівняння його дисоціації.
3. У пробірку з розчином кальцій хлориду додайте невелику кількість розчину натрій карбонату. Яка речовина випадає в осад? Що спостерігатиметься при додаванні розчину нітратної кислоти?
4. До розчину а) цинк сульфату, б) хром(III) сульфату додайте невелику кількість розчину натрій гідроксиду до випадання осаду. Утворений осад

розділіть на дві частини. До однієї додайте надлишок розчину нітратної кислоти, до іншої — надлишок розчину натрій гідроксиду. Яка причина прояву амфотерності у гідроксидів металів?

5. До розчинів ацетатної (оцтової) CH_3COOH та хлоридної HCl кислот однакової концентрації ($C(\text{кислоти}) = 2$ моль/л) додайте по гранулі цинку. Порівняйте швидкості реакцій, поясніть, чому вони відрізняються.

3.2.7. Лабораторна робота 7. Дисоціація води, водневий показник. Гідроліз солей

Мета роботи: вивчити вплив природи складових частин солей на реакцію їх водних розчинів.

1. Визначте кольори індикаторів: метилоранжу, фенолфталеїну та лакмусу в нейтральному, кислому і лужному середовищах. Для проведення досліду використайте, відповідно, дистильовану воду, розведені розчини хлоридної кислоти та натрій гідроксиду.

Таблиця 3.5

Результати досліду

	Забарвлення індикаторів		
	Кислотне середовище	Нейтральне середовище	Лужне середовище
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеїн			

2. Визначте забарвлення метилоранжу та фенолфталеїну у розчинах солей: натрій хлориду, алюміній сульфату, натрій карбонату. Зробіть висновок, яке середовище (кисле, нейтральне чи лужне) мають розчини цих солей, які з них гідролізують.

Визначте рН розчинів вказаних вище солей за допомогою універсального індикатора. Для цього смужку універсального індикатора занурте у розчин солі і забарвлення індикатора порівняйте з еталонною шкалою.

Таблиця 3.6

Результати дослідів

Сіль	Забарвлення		Значення рН за універсальним індикатором	Інтервал рН за універсальним індикатором
	Метилоранжу	Фенолфталеїну		
NaCl				
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$				
Na_2CO_3				

Поясніть значення рН розчинів, для цього запишіть рівняння реакцій гідролізу в іонній та молекулярній формах.

3. Розчиніть у 2-3 мл води невелику кількість кристалів натрій ацетату, додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Підігрійте одержаний розчин. Що спостерігається? Поясніть те, що спостерігається, наведіть рівняння реакції гідролізу в іонній та молекулярній формах.

3.2.8. Лабораторна робота №8. Окисно-відновні процеси

Мета роботи: навчитися складати біметалічні гальванічні елементи та вимірювати їх електрорушійну силу, навчитися користуватися електролізером та проводити електроліз розчинів солей.

1. Налийте у скляний стакан 50 мл розчину купрум(II) сульфату ($C(\text{CuSO}_4) = 1 \text{ моль/л}$) і занурте в нього мідну пластинку, у керамічний стакан – стільки ж розчину цинк сульфату ($C(\text{ZnSO}_4) = 1 \text{ моль/л}$) і помістіть у нього цинкову пластинку. Керамічний стакан обережно опустіть у скляний. Виміряйте вольтметром різницю потенціалів та порівняйте її з теоретичною ЕРС. Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента та наведіть рівняння напівреакцій, що відбуваються на електродах при його роботі.

2. Налийте в електролізер розчин калій йодиду, додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Занурте у розчин графітові електроди та підключіть їх до джерела постійного струму. Поясніть, чому змінюється забарвлення розчину біля електродів. Складіть рівняння напівреакцій, що відбуваються на електродах.

3. Налийте в скляний стакан розчин купрум(II) сульфату і опустіть у нього графітові електроди. Підключіть їх до джерела постійного струму. Що спостерігається на поверхні електродів? Запишіть рівняння напівреакцій, які пояснюють ці зміни. Вимкніть струм та поміняйте полюси електродів. Підключіть до того ж джерела струму. Простежте за зміною стану електродів. Складіть рівняння напівреакцій, що відбуваються на електродах у цьому випадку.

РОЗДІЛ 4. ЗАВДАННЯ ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

4.1. Тема 1.1. Атомно-молекулярне вчення.

Стехіометричні закони хімії

Теоретичні питання

1. Наведіть визначення атому, молекули, відносної атомної маси та відносної молекулярної маси.
2. Що називають елементом, простою речовиною? Відмінності цих понять.
3. Порівняйте визначення молекули та формульної одиниці речовини. У чому відмінність цих понять? Запишіть формули наведених речовин та вкажіть, які з них є формулами молекул, а які — формульними одиницями: натрій хлорид, сульфатна кислота, ферум(III) оксид, карбон(IV) оксид.
4. Що називають молем, молярною масою? Як визначають молярну масу?
5. Сформулюйте закон збереження маси речовин, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.
6. Сформулюйте закон сталості складу, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.
7. Наведіть формулювання закону Авогадро, вкажіть межі його застосування. Наслідки закону Авогадро.
8. Закон об'ємних співвідношень газів.
9. Яку величину називають молярним об'ємом газу? Від чого залежить її значення?
10. Поняття про відносну густину газу. Методи знаходження молекулярної маси речовин, що знаходяться у газоподібному стані.

Таблиця 4.1

Задачі для домашньої підготовки

Варіант	Умови завдання
1	2
1	1. Знайдіть масу 1 л вуглекислого газу CO_2, якщо маса 1 л повітря за тих же умов становить 1,293 г. Яка кількість речовини та кількість молекул міститься у вказаній порції вуглекислого газу? Визначте масу однієї молекули CO_2. 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, який витрачається на повне спалювання 4 л етану, яке відбувається за рівнянням: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
2	1. Маса рівних об'ємів кисню та деякого газу за однакових умов становлять 1,6 та 2,2 г відповідно. Визначте молярну масу газу, його відносну густину за повітрям, масу однієї молекули та об'єм 1 г цього газу. 2. Обчисліть масу, кількість речовини та об'єм (н.у.) водню, який утворюється під час взаємодії 18 г алюмінію з розведеною сульфатною кислотою згідно рівняння: $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв.})} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

1	2
3	1. Маса 1,5 л деякого газу за нормальних умов становить 3,08 г. Знайдіть його молярну масу, кількість речовини, кількість молекул та масу однієї молекули. 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) водню, який витрачається на отримання 0,6 моль заліза за реакцією: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \rightarrow 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$
4	1. Розрахуйте масу 5 л аміаку NH_3 (н.у.), кількість речовини, молекул та атомів у цьому об'ємі. 2. Визначте кількість молекул, об'єм (н.у.) та масу водню, якщо розклалося $1,806 \cdot 10^{24}$ молекул метану за рівнянням: $2\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
5	1. Відносна густина деякого газу за повітрям становить 0,9655. Знайдіть його молекулярну масу, відносну густину за киснем та масу однієї молекули. Який об'єм займе 4 г цього газу за нормальних умов ? 2. Обчисліть кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) етилену C_2H_4, якщо на його повне згоряння витрачено 7,47 л кисню. $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
6	1. Визначте відносну молекулярну масу сірководню H_2S та його відносну густину за повітрям. Розрахуйте масу $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул сірководню. Який об'єм займе вказана кількість H_2S ? 2. Розрахуйте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, який утворюється під час розкладу 24,5 г хлорату калію KClO_3 за реакцією: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
7	1. Розрахуйте відносну молекулярну масу та масу однієї молекули CO. Який об'єм містить 5,6 г цього газу за нормальних умов ? Яка кількість молекул міститься у вказаній наважці CO ? 2. Обчисліть кількість речовини, об'єм (н.у.) та масу вуглекислого газу, який виділяється при взаємодії 6 моль нітратної кислоти з карбонатом кальцію: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8	1. Визначте молярну масу та масу однієї молекули карбон (IV) оксиду CO_2. Яка кількість молекул міститься у 0,75 моля CO_2 ? Яка маса вказаної кількості вуглекислого газу ? 2. Розрахуйте кількість речовини, масу та кількість молекул нітроген (V) оксиду, якщо внаслідок його розкладу утворено $3,01 \cdot 10^{22}$ молекул кисню. $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
9	1. Розрахуйте молярну масу та масу однієї молекули метану CH_4. Визначте масу та об'єм 0,5 моля метану. 2. Обчисліть кількість речовини, кількість формульних одиниць та масу барій нітрату, якщо під час його взаємодії з калій ортофосфатом утворено 0,45 моль барій ортофосфату. $3\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow 6\text{KNO}_3 + \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

1	2
10	1. Визначте молярну масу та відносну густину за повітрям силану SiH_4. Розрахуйте масу та кількість речовини силану, якщо за нормальних умов він займає об'єм 16,8 л. 2. Визначте кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) кисню, якщо 1,68 г заліза прореагувало з надлишком кисню за реакцією: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
11	1. Відносна густина деякого газу за воднем становить 22. Знайдіть його молекулярну масу, відносну густину за азотом та масу однієї молекули. Яка об'єм займе 1 г цього газу за нормальних умов ? 2. Обчисліть кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) хлору, якщо внаслідок його взаємодії з фосфором утворилося $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул фосфор (V) хлориду PCl_5 за реакцією: $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_5$
12	1. Визначте молярну масу та відносну густину за киснем фосфіну PH_3. Розрахуйте масу та кількість речовини фосфіну, якщо за нормальних умов він займає об'єм 6,4 л. 2. Розрахуйте кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) кисню, який утворюється під час розкладу 20 г хром (VI) оксиду за реакцією: $4\text{CrO}_3 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$
13	1. Визначте відносну молекулярну масу хлор (IV) оксиду ClO_2 та його відносну густину за воднем. Розрахуйте кількість речовини та об'єм ClO_2, якщо взято $1,806 \cdot 10^{21}$ молекул. 2. Обчисліть кількість молекул, об'єм (н.у.) та масу азоту, який утворюється при взаємодії 0,5 моля кисню з аміаком за реакцією: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
14	1. Розрахуйте молярну масу та масу однієї молекули азоту N_2. Який об'єм містить 8,4 г цього газу за нормальних умов ? Яка кількість молекул міститься у вказаній наважці азоту ? 2. Визначте кількість молекул, об'єм (н.у.) та масу нітроген (IV) оксиду, який утворюється під час розкладу 9,4 г купрум (II) нітрату: $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
15	1. Маса рівних об'ємів деякого газу та азоту за однакових умов становлять 3,2 та 1,4 г відповідно. Визначте молярну масу газу, його відносну густину за воднем, масу однієї молекули та масу 1 л цього газу. 2. Визначте кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) кисню, який витрачається на повне спалювання 8 л метану, яке відбувається за рівнянням: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
16	1. Відносна густина деякого газу за киснем дорівнює двом. Знайдіть його молекулярну масу, відносну густину за воднем та масу однієї молекули. Яка маса 3л цього газу за нормальних умов ? 2. Обчисліть кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) водню, який утворюється під час взаємодії 36 г алюмінію з хлоридною кислотою за рівнянням: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

1	2
17	1. Розрахуйте молекулярну масу та масу однієї молекули ацетилену C_2H_2. Визначте масу та об'єм 0,25 моля ацетилену. 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) метану CH_4, якщо утворилося $2,408 \cdot 10^{22}$ молекул водню за реакцією: $CH_4 + H_2O \rightarrow CO + 3H_2$
18	1. Визначте відносну молекулярну масу селеноводню H_2Se та його відносну густину за киснем. Розрахуйте масу $2,408 \cdot 10^{24}$ молекул сірководню. Який об'єм за нормальних умов займе вказана кількість селеноводню? 2. Визначте кількість молекул, масу та об'єм (н.у.) кисню, що виділяється під час розкладу 0,18 моля ферум (III) оксиду за реакцією: $6Fe_2O_3 \rightarrow 4Fe_3O_4 + O_2$
19	1. Визначте молекулярну масу та масу однієї молекули озону O_3. Яка кількість молекул міститься у 0,6 моля озону? Яка маса вказаної кількості озону? 2. Розрахуйте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) нітроген (IV) оксиду, якщо внаслідок його реакції з воднем утворилося 5,6 л азоту: $2NO_2 + 4H_2 \rightarrow N_2 + 4H_2O$
20	1. Розрахуйте відносну молекулярну масу та масу однієї молекули нітроген (I) оксиду N_2O. Який об'єм містить 17,6 г цього газу за нормальних умов? Яка кількість молекул міститься у вказаній наважці N_2O? 2. Визначте кількість речовини, об'єм (н.у.) та масу кисню, що витрачається під час згоряння ацетилену, якщо утворено $4,816 \cdot 10^{24}$ молекул вуглекислого газу: $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
21	1. Маса 3,2 л деякого газу за нормальних умов становить 4,86 г. Знайдіть його молярну масу, кількість речовини, кількість молекул та масу однієї молекули. 2. Розрахуйте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) утвореного азоту, якщо у нижченаведеній реакції прийняло участь 16,8 л водню: $2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$
22	1. Розрахуйте масу 7 л вуглекислого газу за нормальних умов, кількість речовини, молекул та атомів у цьому об'ємі. 2. Розрахуйте кількість речовини, кількість молекул та об'єм (н.у.) водню, що виділяється внаслідок реакції між 9,2 г натрію з надлишком води: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
23	1. Розрахуйте молярну масу та масу однієї молекули сульфур (IV) оксиду SO_2. Визначте масу та об'єм 1,25 моля SO_2. 2. Обчисліть кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, якщо під час термічного розкладу ферум (III) нітрату утворилося $4,816 \cdot 10^{23}$ молекул кисню: $4Fe(NO_3)_3 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$

1	2
24	1. Визначте молярну масу та відносну густину за воднем пропану C_3H_8. Розрахуйте масу та кількість речовини пропану, якщо за нормальних умов він займає об'єм 3,2 л. 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) CO, якщо внаслідок реакції відновлення ним ферум (III) оксиду утворилося 0,6 моль заліза: $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$
25	1. Визначте молярну масу та масу однієї молекули етилену C_2H_4. Яка кількість молекул міститься у 0,8 молі етилену? Яка маса вказаної кількості етилену? 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, якщо внаслідок окиснення манган (II) гідроксиду утворено 0,4 моля манган (IV) оксиду за реакцією: $2Mn(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 2H_2O$
26	1. Відносна густина деякого газу за воднем становить 29. Знайдіть його молекулярну масу, відносну густину за повітрям та масу однієї молекули. Яка маса 1л цього газу за нормальних умов? 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, якщо 1,24 г фосфору окиснюється за рівнянням: $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$
27	1. Визначте молярну масу та відносну густину за повітрям нітроген (IV) оксиду NO_2. Розрахуйте масу та кількість молекул NO_2, якщо за нормальних умов він займає об'єм 9,6 л. 2. Обчисліть кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) нітроген (II) оксиду, який утворюється під час взаємодії 16 г міді з нітратною кислотою за рівнянням: $3Cu + 8HNO_{3(розв.)} \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$
28	1. Визначте відносну молекулярну масу бромоводню HBr та його відносну густину за азотом. Розрахуйте масу $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул сірководню. Який об'єм займе вказана кількість бромоводню? 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) кисню, який витрачається на повне спалювання 12 л пропану, яке відбувається за рівнянням: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$
29	1. Відносна густина деякого газу за повітрям становить 1,586. Знайдіть його молекулярну масу, відносну густину за повітрям та масу однієї молекули. Яка маса 5 л цього газу за нормальних умов? 2. Обчисліть кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) азоту, який утворюється при взаємодії 2,5 моля сірки з N_2O за реакцією: $2N_2O + S \rightarrow SO_2 + 2N_2$
30	1. Розрахуйте молярну масу та масу однієї молекули хлору Cl_2. Визначте масу та об'єм 2,5 моля хлору. 2. Визначте кількість речовини, масу та об'єм (н.у.) хлору, який утворюється при взаємодії 7,23 г оксиду кобальту з хлоридною кислотою: $Co_3O_4 + 8HCl \rightarrow 3CoCl_2 + Cl_2 \uparrow + 4H_2O$

4.2. Тема 1.2. Класи неорганічних сполук

Теоретичні питання

1. Класифікація оксидів. Які з наведених нижче оксидів належать до кислотних, основних та амфотерних: SrO , K_2O , B_2O_3 , N_2O_5 , ZnO , SO_2 , Al_2O_3 , Cl_2O_7 , FeO , Ag_2O , PbO .
2. Способи добування оксидів. Проілюструйте це, наводячи рівняння реакцій, на прикладі добування купрум(II) оксиду, алюміній оксиду, карбон(IV) оксиду.
3. Як залежать хімічні властивості оксидів металів (з точки зору кислотно-основної взаємодії) від валентності останніх? Покажіть це на прикладі оксидів хрому(II), (III) та (VI). Як при цьому змінюються хімічні властивості відповідних гідроксидів хрому?
4. Які є способи добування основ та амфотерних гідроксидів? Проілюструйте це на прикладі кальцій гідроксиду, ферум(II) гідроксиду, алюміній гідроксиду. Який хімічний характер виявляють ці сполуки? Як вони реагують: а) з водним розчином калій гідроксиду та б) з хлоридною кислотою (навести рівняння реакцій).
5. Охарактеризуйте відношення основ та амфотерних гідроксидів до нагрівання. Покажіть це на прикладі натрій гідроксиду, цинк гідроксиду та ферум(III) гідроксиду, наводячи відповідні рівняння реакцій. Які основи є досить термостабільними?
6. Чому не можна отримати за допомогою реакцій подвійного обміну купрум(I) гідроксид, аргентум(I) гідроксид та меркурій(II) гідроксид? Наведіть найважливіші способи одержання кислот. Які з них можна використати для добування нітратної та ортофосфатної кислот? Складіть відповідні рівняння реакцій та вкажіть умови, за яких вони відбуваються.
7. Як класифікують кислоти за основністю, силою, наявністю та відсутністю атомів кисню у їх складі?
8. Хімічні властивості кислот. Проілюструйте їх за допомогою відповідних рівнянь реакцій сульфатної кислоти з цинк оксидом, алюміній гідроксидом, барій нітратом, натрій гідрокарбонатом, натрій сульфатом, калій сульфатом, ферум(III) гідроксиднітратом.
9. Зміна кислотно-основних властивостей оксидів та гідроксидів у групах та періодах періодичної системи. Покажіть це на прикладі вищих оксидів та гідроксидів елементів головної підгрупи п'ятої групи та елементів третього періоду.
10. Класифікація солей: середні, кислі, основні; подвійні, змішані та комплексні.
11. Хімічні властивості солей. Проілюструйте їх за допомогою відповідних рівнянь реакцій: а) алюміній сульфату з калій гідроксидом та барій хлоридом; б) натрій карбонату з надлишком нітратної кислоти та з надлишком карбон(IV) оксиду у водному розчині.

12. Визначити заряд комплексного іона, ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача у сполуках: $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$, $\text{K}[\text{AlCl}_4]$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

13. Складіть формули наступних сполук: а) калій гексахлороплатинат(IV), б) натрій гексагідроксостанат(IV), в) гексааквахром(III) хлорид, г) тетраамінкупрум(II) сульфат, д) аквадіамінхлоропаладій(II) хлорид.

14. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.

Таблиця 4.2

Варіанти задач для домашньої підготовки з теми 1.2.

Варіант	Умови завдання
1	2
1	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: H_2SO_4 , HPO_3 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_4SiO_4 . 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$.
2	1. Складіть формули оксидів, які відповідають вказаним гідроксидам: KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, CsOH . 2. Які з наведених оксидів здатні реагувати з кислотами? Наведіть відповідні рівняння реакцій оксидів з розчином нітратної кислоти. Fe_2O_3 , N_2O , CaO , CO_2 , SiO_2 , NiO , Li_2O .
3	1. Наведіть формули кислот, що відповідають вказаним оксидам: B_2O_3 , N_2O_5 , SO_2 , CrO_3 . 2. Який з наведених оксидів можна використати для отримання барій хромату BaCrO_4 у водному розчині: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ? Наведіть реакції цього оксиду з водою, барій оксидом, гідроксидом та карбонатом.
4	1. Наведіть формули гідроксидів, що відповідають вказаним нижче формулам оксидів: Sb_2O_3 , MnO , Rb_2O , La_2O_3 . 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
5	1. Складіть формули сполук атомів елементів та наведіть їхні назви: Алюмінію – з Оксигеном, Хлором, Фосфором, Карбоном. 2. Напишіть рівняння реакцій добування кальцій ортофосфату внаслідок взаємодії а) кислотного та основного оксидів, б) основного оксиду та кислоти, в) основи та кислотного оксиду та г) кислоти та основи.
6	1. Складіть формули вищих оксидів мангану, титану, цинку та натрію. Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{SiO}_2 + \dots \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3$; $\text{SiO}_2 + \dots \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \dots$; $\text{CuSO}_4 + \dots \rightarrow \text{CuCl}_2 + \dots$; $\dots + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4$.

1	2
7	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: H_3BO_3, HNO_2, H_2SiO_3, HClO_3. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$.
8	1. Складіть формули оксидів хрому(III), кобальту(II), ванадію(IV) та йоду(V). Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$; $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$; $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} (\text{розчин}) \rightarrow$.
9	1. Складіть формули оксидів стибію (III), фосфору (V), аргентуму (I) та плюмбуму (II). Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{BaSO}_4 + \dots$; $\dots \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\dots + \dots \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
10	1. Складіть формули оксидів, які відповідають вказаним гідроксидам: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH, $\text{Pb}(\text{OH})_2$. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$.
11	1. Наведіть формули гідроксидів, що відповідають вказаним нижче формулам оксидів: Na_2O, ZnO, Fe_2O_3, Cs_2O. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{TiO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
12	1. Наведіть формули кислот, що відповідають вказаним оксидам: CO_2, P_2O_3, Cl_2O, As_2O_5. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{Na}_2\text{O} + \dots \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$; $\dots + \dots \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{KNO}_3$; $\text{TiO}_2 + \dots \xrightarrow{t} \text{BaTiO}_3$; $\text{TiO}_2 + \dots \xrightarrow{t} \text{BaTiO}_3 + \dots$.
13	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: HClO_4, H_2SO_3, H_2CrO_4, H_3AsO_4. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{Cr}(\text{OH})_6 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.

1	2
14	1. Складіть формули вищих оксидів хрому, барію, алюмінію та стануму. Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow; \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{BaO} \xrightarrow{t}; \text{K}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow; \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow.$
15	1. Складіть формули сполук атомів елементів та наведіть їхні назви: Цинку – з сульфуром, бромом, арсеном, фтором. 2. Які з наведених оксидів здатні реагувати з лугами ? Наведіть відповідні рівняння реакцій оксидів з натрій гідроксидом. $\text{CO}_2, \text{BaO}, \text{TiO}_2, \text{P}_2\text{O}_5, \text{FeO}, \text{SnO}.$
16	1. Складіть формули оксидів, які відповідають вказаним гідроксидам: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, NaOH. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3$.
17	1. Складіть формули оксидів селену(IV), нітрогену(I), нітрогену(III) та стануму(II). Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}; \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O};$ $\text{NiSO}_4 + \dots \rightarrow \dots + \text{Na}_2\text{SO}_4; \text{Na}_2\text{S} + \dots \rightarrow \text{NaHS}.$
18	1. Наведіть формули кислот, що відповідають вказаним оксидам: N_2O_3, P_2O_5, Mn_2O_7, SeO_2. 2. Який з наведених оксидів можна використати для отримання внаслідок однієї реакції у чистому вигляді ферум (III) сульфату: FeO, Fe_3O_4, Fe_2O_3? Наведіть рівняння реакцій цього оксиду з хлоридною, нітратною та сульфатною кислотами, а також з розплавом натрій гідроксиду.
19	1. Складіть формули вищих оксидів Сульфуру, Хлору, Берилію та Калію. Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow (\text{ZnOH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{Zn}(\text{OH})_4.$
20	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: HBO_2, H_3PO_4, H_2SeO_3, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{MnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}; \text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow; \text{BaCO}_3 \xrightarrow{t}; \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HBr} \rightarrow.$
21	1. Складіть формули оксидів феруму (II), бору, титану (IV) та нітрогену (II). Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}; \text{Al}_2\text{O}_3 + \dots \xrightarrow{t} \text{NaAlO}_2 + \dots;$ $\dots + \dots \rightarrow \text{CaSO}_4; \dots + \text{KOH} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4].$

1	2
22	1. Складіть формули оксидів, які відповідають вказаним гідроксидам: $\text{Sc}(\text{OH})_3$, RbOH, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow (\text{FeOH})\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$.
23	1. Наведіть формули гідроксидів, що відповідають вказаним нижче формулам оксидів: CaO, Cr_2O_3, Li_2O, BaO. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{SO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{MnS} + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$; $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH}(\text{розчин}) \rightarrow$.
24	1. Складіть формули вищих оксидів Ренію, Сіліцію, Фосфору та Літію. Зазначте хімічний характер кожного оксиду. 2. Напишіть рівняння реакцій добування барій метаарсеніту $\text{Ba}(\text{AsO}_2)_2$ внаслідок взаємодії а) кислотного та основного оксидів, б) основного оксиду та кислоти, в) основи та кислотного оксиду та г) кислоти та основи.
25	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: HMnO_4, H_3AsO_3, H_2SeO_4, HIO_3. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{HPO}_4) \rightarrow \text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
26	1. Складіть формули сполук атомів елементів та наведіть їхні назви: Берилію – з Карбоном, Фосфором, Оксигеном та Іодом. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{NaHSO}_4 + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$; $\text{CaCO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\dots + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{AlCl}_3 + \dots \rightarrow \text{BaCl}_2 + \dots$.
27	1. Складіть формули оксидів нікелю(II), сульфуру(IV), стануму(IV) та галію. Вкажіть хімічний характер кожного оксиду. 2. Які з наведених оксидів здатні реагувати з кислотами? Наведіть відповідні рівняння реакцій оксидів з розчином хлоридної кислоти. CoO, SO_2, Au_2O_3, NO, BaO, V_2O_3.
28	1. Наведіть формули кислот, що відповідають вказаним оксидам: SiO_2, SO_3, Cl_2O_7, As_2O_3. 2. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaTiO}_3$.
29	1. Наведіть формули гідроксидів, що відповідають вказаним нижче формулам оксидів: Al_2O_3, K_2O, FeO, Fe_2O_3. 2. Закінчіть рівняння реакцій. Під кожним з продуктів зазначте назву класу сполук, до якого вона належить: $\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$; $\text{CuCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$; $\text{SnO}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$; $\text{Sn}(\text{OH})_4 + \text{KOH}(\text{розчин}) \rightarrow$.

1	2
30	1. Складіть формули ангідридів вказаних кислот: H_2CO_3, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, HClO, HNO_3. 2. Допишіть відсутні сполуки та розставте коефіцієнти у рівняннях хімічних реакцій: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow (\text{FeOH})\text{SO}_4 + \dots;$ $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{NiSO}_4 + \dots;$ $(\text{FeOH})\text{SO}_4 + \dots \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots; \quad \text{CaO} + \dots \xrightarrow{t} \text{Ca}_3(\text{VO}_4)_2.$

4.3. Тема 1.3. Енергетика хімічних реакцій

Теоретичні питання

1. Що називають внутрішньою енергією системи? Чи можна визначити абсолютне значення внутрішньої енергії? Чому?
2. Сформулюйте перший закон термодинаміки.
3. Що таке термохімічні рівняння? Чим вони відрізняються від хімічних рівнянь?
4. Що таке ентальпія системи, як вона пов'язана з внутрішньою енергією? Чому ΔH найчастіше використовують у термохімічних розрахунках?
5. Сформулюйте закон Гесса, наведіть приклади, що його ілюструють.
6. Сформулюйте наслідки закону Гесса, поясніть на прикладах.
7. Що називають стандартною теплотою утворення речовини? Для яких речовин її приймають рівною нулю? Як використовують теплоту утворення в термохімічних розрахунках?
8. Що таке теплота згоряння органічної речовини? Для чого і як її використовують у термохімічних розрахунках?
9. Що таке ентропія системи, від чого вона залежить? Чи можна визначити абсолютне значення ентропії? Чому? Що таке термодинамічна ймовірність, як вона пов'язана з ентропією системи?
10. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на напрямленість процесу? Чому? Що таке вільна енергія Гіббса, як вона змінюється під час перебігу самочинних процесів?

Задачі для домашньої підготовки

- 1.1. Використовуючи наведене термохімічне рівняння, обчисліть, яка кількість енергії виділяється чи поглинається, якщо внаслідок її перебігу утворюється.

Таблиця 4.3

Варіанти завдань для виконання задачі 1.1.

Варіант	Умови завдання
1	2
1	2,2 грами карбон (IV) оксиду. $2\text{C}_2\text{H}_{2(\text{r})} + 5\text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 4\text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \quad \Delta H^0 = -2514 \text{ кДж}$

1	2
2	12,12 г плюмбум (II) сульфату. $\text{PbS}_{(т)} + 4\text{H}_2\text{O}_{2(р)} \rightarrow \text{PbSO}_{4(т)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(р)} \quad \Delta H^0 = -1212 \text{ кДж}$
3	5,1 г алюміній оксиду. $2\text{Al}(\text{OH})_{3(т)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(т)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(р)} \quad \Delta H^0 = 52 \text{ кДж}$
4	14,6 г хлороводню. $\text{TiCl}_{4(р)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(р)} \rightarrow \text{TiO}_{2(т)} + 4\text{HCl}_{(г)} \quad \Delta H^0 = 64 \text{ кДж}$
5	23 г нітроген (IV) оксиду. $2\text{AgNO}_{3(т)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(т)} + 2\text{NO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \quad \Delta H^0 = 314 \text{ кДж}$

1.2. Використовуючи наведене термохімічне рівняння, обчисліть, яка кількість енергії виділяється чи поглинається, якщо прорегувало.

Таблиця 4.4

Варіанти для виконання завдання 1.2.

Варіант	Умови завдання
6	5,04 г нітратної кислоти. $\text{BaO}_{(т)} + 2\text{HNO}_{3(р)} \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} \quad \Delta H^0 = -378 \text{ кДж}$
7	7,8 г бісмут (III) гідроксиду. $2\text{Bi}(\text{OH})_{3(т)} \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_{3(т)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(р)} \quad \Delta H^0 = -10 \text{ кДж}$
8	14,4 г бромю. $\text{CH}_{4(г)} + 3\text{Br}_{2(р)} \rightarrow \text{CHBr}_{3(р)} + 3\text{HBr}_{(г)} \quad \Delta H^0 = -55 \text{ кДж}$
9	5,6 л (н.у.) етилену. $\text{C}_2\text{H}_{4(г)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} \quad \Delta H = -1324 \text{ кДж}$
10	13,44 л (н.у.) кисню. $2\text{CH}_3\text{OH}_{(р)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(г)} \quad \Delta H^0 = -1278 \text{ кДж}$

1.3. Використовуючи наведені експериментальні дані, складіть термохімічне рівняння реакції утворення складної сполуки та обчисліть стандартну теплоту її утворення.

Таблиця 4.5

Варіанти для виконання завдання 1.3.

Варіант	Умови завдання
11	При взаємодії 10,8 г срібла з рідким бромом виділилося 10 кДж тепла.
12	При взаємодії 2,8 л газоподібного хлору зі сріблом виділилося 31,75 кДж тепла.
13	При взаємодії 12 г рідкого бромю з алюмінієм виділяється 26,35 кДж тепла.
14	При взаємодії 280 мл (н.у.) кисню з алюмінієм виділяється 13,97 кДж тепла.
15	Під час розкладу аурум (III) оксиду до простих речовин утворилося 560 мл кисню та поглинається 217 Дж тепла.

1.4. Використовуючи термохімічні рівняння з відомими тепловими ефектами, розрахуйте тепловий ефект останньої реакції:

Таблиця 4.6

Варіанти для виконання завдання 1.4.

Варіант	Умови завдання
16	$2\text{Al}_{(т)} + 3\text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{AlCl}_{3(т)} \quad \Delta H_1^0 = -1408 \text{ кДж}$ $2\text{AlBr}_{3(т)} + 3\text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{AlCl}_{3(т)} + 3\text{Br}_{2(р)} \quad \Delta H_2^0 = -354 \text{ кДж}$ $2\text{Al}_{(т)} + 3\text{Br}_{2(р)} \rightarrow 2\text{AlBr}_{3(т)}$
17	$2\text{Li}_2\text{O}_{2(т)} \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} \quad \Delta H_1^0 = 72 \text{ кДж}$ $\text{Li}_2\text{O}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} \rightarrow 2\text{LiOH}_{(т)} \quad \Delta H_2^0 = -92 \text{ кДж}$ $2\text{Li}_2\text{O}_{2(т)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(р)} \rightarrow 4\text{LiOH}_{(т)} + \text{O}_{2(г)}$
18	$2\text{Na}_{(т)} + \text{Br}_{2(р)} \rightarrow 2\text{NaBr}_{(т)} \quad \Delta H_1^0 = -722 \text{ кДж}$ $2\text{NaI}_{(т)} + \text{Br}_{2(р)} \rightarrow 2\text{NaBr}_{(т)} + \text{I}_{2(т)} \quad \Delta H_2^0 = -146 \text{ кДж}$ $2\text{Na}_{(т)} + \text{I}_{2(т)} \rightarrow 2\text{NaI}_{(т)}$
19	$\text{Na}_2\text{S}_{(т)} + \text{H}_2\text{S}_{(г)} \rightarrow 2\text{NaHS}_{(т)} \quad \Delta H_1^0 = -86 \text{ кДж}$ $\text{NaHS}_{(т)} + \text{NaOH}_{(т)} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)} \quad \Delta H_2^0 = 11 \text{ кДж}$ $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 2\text{NaOH}_{(т)} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(р)}$
20	$\text{NaVO}_{3(т)} + 2\text{NaOH}_{(т)} \rightarrow \text{Na}_3\text{VO}_{4(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \quad \Delta H_1^0 = 121 \text{ кДж}$ $\text{V}_2\text{O}_{5(т)} + 6\text{NaOH}_{(т)} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{VO}_{4(т)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)} \quad \Delta H_2^0 = 109 \text{ кДж}$ $\text{V}_2\text{O}_{5(т)} + 2\text{NaOH}_{(т)} \rightarrow 2\text{NaVO}_{3(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$

1.5. Використовуючи наведені термохімічні рівняння, розрахуйте стандартний тепловий ефект утворення наведеної сполуки:

Таблиця 4.7

Варіанти для виконання завдання 1.5.

Варіант	Умови завдання	
	Термохімічні рівняння	Речовина
1	2	3
21	$\text{AuCl}_{(т)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow \text{AuCl}_{3(т)} \quad \Delta H_1^0 = -83 \text{ кДж}$ $2\text{Au}_{(т)} + 3\text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{AuCl}_{3(т)} \quad \Delta H_2^0 = -236 \text{ кДж}$	$\text{AuCl}_{(т)}$
22	$2\text{P}_2\text{O}_{5(т)} \rightarrow 4\text{P}_{(т)} + 5\text{O}_{2(г)} \quad \Delta H_1^0 = 3010 \text{ кДж}$ $\text{P}_2\text{O}_{3(т)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_{5(т)} \quad \Delta H_2^0 = -408 \text{ кДж}$	$\text{P}_2\text{O}_{3(т)}$
23	$\text{Ti}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow \text{TiO}_{2(т)} \quad \Delta H_1^0 = -939 \text{ кДж}$ $2\text{Ti}_2\text{O}_{3(т)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 4\text{TiO}_{2(т)} \quad \Delta H_2^0 = -714 \text{ кДж}$	$\text{Ti}_2\text{O}_{3(т)}$

1	2	3
24	$2P_{(т)} + 5Br_{2(р)} \rightarrow 2PBr_{5(т)} \quad \Delta H_1^0 = -540 \text{ кДж}$ $PBr_{3(р)} + Br_{2(р)} \rightarrow PBr_{5(т)} \quad \Delta H_2^0 = -85 \text{ кДж}$	$PBr_{3(р)}$
25	$AuBr_{3(т)} \rightarrow AuBr_{(т)} + Br_{2(р)} \quad \Delta H_1^0 = 39 \text{ кДж}$ $2AuBr_{3(т)} \rightarrow 2Au_{(т)} + 3Br_{2(р)} \quad \Delta H_2^0 = 106 \text{ кДж}$	$AuBr_{(т)}$
	$2Li_{(т)} + 2H_2O_{(р)} \rightarrow 2LiOH_{(т)} + H_{2(г)} \quad \Delta H_1^0 = -404 \text{ кДж}$ $LiH_{(т)} + H_2O_{(р)} \rightarrow LiOH_{(т)} + H_{2(г)} \quad \Delta H_2^0 = -111 \text{ кДж}$	$LiH_{(т)}$

1.6. Використовуючи наведене термохімічне рівняння та довідникові дані з Додатку Г, розрахуйте стандартний тепловий ефект утворення сполуки, формулу якої підкреслено:

Таблиця 4.9

Варіанти для виконання завдання 1.6.

Варіант	Умови завдання
26	$6FeO_{(т)} + O_{2(г)} \rightarrow 2Fe_3O_{4(т)} \quad \Delta H = -604 \text{ кДж}$
27	$Sr_{(т)} + 2H_2O_{(р)} \rightarrow Sr(OH)_{2(т)} + H_{2(г)} \quad \Delta H = -393 \text{ кДж}$
28	$4VO_{(т)} + O_{2(г)} \rightarrow 2V_2O_{3(т)} \quad \Delta H = -710 \text{ кДж}$
29	$I_2O_{5(т)} + 5CO_{(г)} \rightarrow 5CO_{2(г)} + I_{2(т)} \quad \Delta H = -1232 \text{ кДж}$
30	$C_2H_{4(г)} + 3O_{2(г)} \rightarrow 2CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} \quad \Delta H = -1324 \text{ кДж}$

2. Для кожної з наведених реакцій розрахуйте, використовуючи довідкові дані:

а) стандартний тепловий ефект (вказіть, екзо- чи ендотермічною є реакція);

б) стандартну зміну ентропії;

в) стандартну зміну енергії Гіббса (двома способами). Зробіть висновок про напрямок самочинного перебігу реакції за стандартних умов.

Зробіть висновок про оборотність вказаної реакції. Аналізуючи рівняння Гіббса, визначте, як впливають на напрямленість даної реакції ентальпійний та ентропійний фактори. В якому напрямку проходить реакція за стандартних умов; за низьких та високих температур ?

Таблиця 4.10

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання
1	2
1	I) $6MnO_{(т)} + O_{2(г)} \rightarrow 2Mn_3O_{4(т)}$ II) $KClO_{4(т)} \rightarrow KCl_{(т)} + 2O_{2(г)}$

1	2
2	I) $2\text{KBrO}_{3(\text{r})} \rightarrow 2\text{KBr}_{(\text{r})} + 3\text{O}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{FeCl}_{2(\text{r})} + 2\text{HCl}_{(\text{r})} \rightarrow 2\text{FeCl}_{3(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$
3	I) $2\text{CdO}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CdCl}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ II) $\text{KBr}_{(\text{r})} + 2\text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{KBrO}_{4(\text{r})}$
4	I) $\text{PbS}_{(\text{r})} + 4\text{Cl}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow \text{PbSO}_{4(\text{r})} + 8\text{HCl}_{(\text{r})}$ II) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{r})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})}$
5	I) $\text{CH}_{4(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{As}_{(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{AsH}_{3(\text{r})}$
6	I) $\text{BCl}_{3(\text{r})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_{3(\text{r})} + 3\text{HCl}_{(\text{r})}$ II) $3\text{H}_{2(\text{r})} + \text{N}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})}$
7	I) $2\text{Ce}_2\text{O}_{3(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 4\text{CeO}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{P}_{(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{PH}_{3(\text{r})}$
8	I) $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{Br}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{NOBr}_{(\text{r})}$ II) $\text{PCl}_{5(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_{4(\text{p})} + 5\text{HCl}_{(\text{r})}$
9	I) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 4\text{Cl}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})} + 8\text{HCl}_{(\text{r})}$ II) $2\text{NO}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$
10	I) $2\text{KClO}_{3(\text{r})} + 3\text{S}_{(\text{r})} \rightarrow 3\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{KCl}_{(\text{r})}$ II) $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{COCl}_{2(\text{r})}$
11	I) $\text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})} + 2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{p})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}$ II) $2\text{CH}_{4(\text{r})} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$
12	I) $\text{N}_{2(\text{r})} + 4\text{NH}_{3(\text{r})} \rightarrow 3\text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})}$ II) $\text{BaCO}_{3(\text{r})} \rightarrow \text{BaO}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$
13	I) $2\text{Co}_3\text{O}_{4(\text{r})} \rightarrow 6\text{CoO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ II) $\text{N}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})}$
14	I) $2\text{Na}_{(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{CrCl}_{3(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CrCl}_{2(\text{r})} + 2\text{HCl}_{(\text{r})}$
15	I) $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{K}_{(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightarrow 2\text{KOH}_{(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$
16	I) $\text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ II) $2\text{CuCl}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CuCl}_{2(\text{r})}$
17	I) $4\text{CuO}_{(\text{r})} \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$ II) $2\text{N}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})} + 2\text{NO}_{(\text{r})}$

1	2
18	I) $2\text{CrCl}_{3(\text{т})} \rightarrow 2\text{CrCl}_{2(\text{т})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ II) $2\text{N}_2\text{H}_{4(\text{п})} + 2\text{NO}_{2(\text{г})} \rightarrow 3\text{N}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
19	I) $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 6\text{NO}_{(\text{г})} \rightarrow 5\text{N}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ II) $2\text{SO}_{3(\text{г})} \rightarrow 2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$
20	I) $\text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{PCl}_{5(\text{г})}$ II) $7\text{N}_{2(\text{г})} + 12\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow 8\text{NH}_{3(\text{г})} + 6\text{NO}_{2(\text{г})}$
21	I) $\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ II) $6\text{PbO}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{Pb}_3\text{O}_{4(\text{т})}$
22	I) $2\text{V}_2\text{O}_{5(\text{т})} \rightarrow 4\text{VO}_{2(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ II) $\text{B}_2\text{H}_{6(\text{г})} \rightarrow 2\text{B}_{(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$
23	I) $\text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$ II) $2\text{ClO}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})}$
24	I) $2\text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_{(\text{г})}$ II) $2\text{V}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 4\text{VO}_{2(\text{т})}$
25	I) $2\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} + 7\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 4\text{CO}_{2(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ II) $\text{N}_2\text{O}_{3(\text{г})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{г})} + \text{NO}_{2(\text{г})}$
26	I) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ II) $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 3\text{CO}_{2(\text{г})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
27	I) $\text{Cu}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CuO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})}$ II) $4\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 6\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})}$
28	I) $2\text{NOCl}_{(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ II) $4\text{MnO}_{2(\text{т})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{Mn}_2\text{O}_{7(\text{п})}$
29	I) $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightarrow 2\text{NaHCO}_{3(\text{т})}$ II) $\text{Si}_{(\text{т})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{SiH}_{4(\text{г})}$
30	I) $\text{Ca}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{п})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ II) $6\text{Mn}_2\text{O}_{3(\text{т})} \rightarrow 4\text{Mn}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})}$

4.4. Тема 1.4. Хімічна кінетика

Теоретичні питання

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та в гетерогенній системах? Як залежить швидкість реакції в гомогенній системі від концентрації вихідних речовин?
2. Який фізичний зміст константи швидкості реакції? Від чого вона залежить?

3. Чому зміна температури суттєво впливає на швидкість хімічних реакцій? Наведіть математичний вираз правила Вант-Гоффа.
4. Що таке енергія активації, перехідний стан?
5. Які речовини називаються каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?
6. Чим відрізняються порядок та молекулярність реакції? Як вони визначаються? Наведіть приклади.
7. Наведіть приклад ланцюгової реакції. Які головні стадії характерні для такої реакції?

Задачі для домашньої підготовки

1. Для гомогенної реакції $x\text{A}_{(г)} + y\text{B}_{(г)} \rightarrow z\text{C}_{(г)}$, яка має вказаний порядок за речовиною В, визначено швидкості за вказаних концентрацій речовини А та сталої концентрації речовини В.
 - а) визначити порядок реакції за речовиною А;
 - б) визначити загальний порядок реакції;
 - в) навести кінетичне рівняння для цієї реакції;
 - г) вказати розмірність та величину константи швидкості реакції;
 - д) як і у скільки разів зміниться швидкість реакції при збільшенні концентрації речовини А у 3 рази;
 - е) як і у скільки разів зміниться швидкість реакції при зменшенні тиску в системі у 2 рази.

Таблиця 4.11

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання					
	$C_1(\text{A})$, моль/л	ν_1 , моль/(л·с)	$C_2(\text{A})$, моль/л	ν_2 , моль/(л·с)	$C(\text{B})$, моль/л	Порядок реакції за речовиною В
1	2	3	4	5	6	7
1	0,04	$3 \cdot 10^{-4}$	0,08	$6 \cdot 10^{-4}$	0,5	1
2	$2 \cdot 10^{-4}$	$2,4 \cdot 10^{-5}$	10^{-4}	$6 \cdot 10^{-6}$	1,0	0
3	0,2	$7 \cdot 10^{-3}$	0,6	0,063	1,5	1
4	$4 \cdot 10^{-4}$	$2,4 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$4,8 \cdot 10^{-5}$	0,01	0,5
5	0,05	$2,45 \cdot 10^{-4}$	0,1	$4,9 \cdot 10^{-4}$	1,2	2
6	$3,4 \cdot 10^{-4}$	$4,1 \cdot 10^{-5}$	$1,02 \cdot 10^{-3}$	$3,69 \cdot 10^{-4}$	0,02	1
7	0,06	$5,7 \cdot 10^{-3}$	0,12	0,0114	0,8	1
8	0,128	0,0152	0,032	$9,5 \cdot 10^{-4}$	0,5	0
9	0,02	0,07	0,08	0,28	0,2	1
10	0,04	$2,84 \cdot 10^{-3}$	0,08	0,01136	0,01	1
11	0,01	$7 \cdot 10^{-4}$	0,04	$2,8 \cdot 10^{-3}$	0,5	0
12	$2,8 \cdot 10^{-2}$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	$4,3 \cdot 10^{-2}$	$5,6 \cdot 10^{-4}$	0,5	1

1	2	3	4	5	6	7
13	$5 \cdot 10^{-3}$	$7,8 \cdot 10^{-5}$	0,025	$1,744 \cdot 10^{-4}$	0,3	1,5
14	0,04	$8 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-5}$	0,4	2
15	0,08	$6 \cdot 10^{-5}$	0,02	$3,75 \cdot 10^{-6}$	0,8	0
16	0,05	0,08	0,25	0,4	2	1
17	$4,3 \cdot 10^{-3}$	0,65	$8,6 \cdot 10^{-3}$	0,65	0,09	1
18	0,09	0,6	0,01	0,0222	0,9	0,5
19	0,07	$8,4 \cdot 10^{-5}$	0,14	$1,68 \cdot 10^{-4}$	1,5	1
20	0,06	0,43	0,03	0,43	0,6	1
21	$5 \cdot 10^{-3}$	0,06	0,01	0,24	0,1	0
22	0,064	$6,2 \cdot 10^{-3}$	0,016	$3,1 \cdot 10^{-3}$	0,6	1
23	$8 \cdot 10^{-3}$	0,61	0,032	2,44	0,4	2
24	$6 \cdot 10^{-3}$	0,027	0,018	0,24	0,2	0
25	$5 \cdot 10^{-3}$	0,48	0,02	1,92	0,2	1
26	$4 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-4}$	0,02	0,0125	0,2	1
27	0,03	0,3	0,01	0,3	0,3	2
28	0,02	0,54	0,03	0,54	0,3	1
29	0,01	0,27	$2 \cdot 10^{-3}$	0,054	0,1	1
30	0,2	1,4	0,04	0,28	1,0	2

2.1. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо задано її швидкості за двох температур:

Таблиця 4.12

Варіанти для виконання завдання 2.1.

Варіант	Умови завдання			
	Значення температури, °C		Значення швидкості реакції, моль/(л·с)	
	t_1	t_2	v_1	v_2
1	30	70	0,07	1,12
2	40	10	0,0128	$8 \cdot 10^{-4}$
3	40	60	0,03	0,12
4	-20	30	0,002	0,486
5	70	40	0,0576	$9 \cdot 10^{-4}$
6	70	90	0,48	5,88
7	-10	20	0,02	0,16
8	80	110	$3 \cdot 10^{-4}$	$4,688 \cdot 10^{-3}$

2.2. Знаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції, розрахуйте, у скільки разів зміниться швидкість реакції при вказаній зміні температури:

Таблиця 4.13

Варіанти для виконання завдання 2.2.

Варіант	Умови завдання		
	Значення температури, °C		Температурний коефіцієнт
	t_1	t_2	
9	65	85	2,5
10	40	60	2
11	45	75	1,5
12	10	30	3
13	40	55	4
14	60	100	2
15	20	35	3

2.3. Знаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції та її швидкість за певної температури t_1 , розрахуйте значення температури t_2 , за якої швидкість реакції набуде вказаного значення:

Таблиця 4.14

Варіанти для виконання завдання 2.3.

Варіант	Умови завдання			
	Температурний коефіцієнт	Значення температури t_1 , °C	Швидкості реакції, моль/(л·с)	
			за t_1	за t_2
16	2	10	0,71	0,08875
17	3	20	0,08	19,44
18	4	-10	0,04	10,24
19	3	0	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
20	4	25	$5 \cdot 10^{-3}$	0,01
21	3	40	0,03	0,81
22	2	80	2,24	0,07
23	2	55	$1,273 \cdot 10^{-3}$	$9 \cdot 10^{-4}$

2.4. Знаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції та її швидкість за певної температури t_1 , розрахуйте швидкість за температури t_2 :

Таблиця 4.15

Варіанти для виконання завдання 2.4.

Варіант	Умови завдання			
	Температурний коефіцієнт	Швидкість реакції за температури t_1 , моль/(л·с)	Значення температури, °C	
			t_1	t_2
24	2	0,12	10	-10
25	3	$2 \cdot 10^{-4}$	20	50
26	4	0,32	50	30
27	3,5	0,04	15	35
28	2	$7 \cdot 10^{-4}$	25	75
29	2,5	0,05	30	50
30	3	0,75	20	-10

4.5. Тема 1.5. Хімічна рівновага

Теоретичні питання

1. Які реакції називаються оборотними ? Охарактеризуйте стан хімічної рівноваги з точки зору хімічної кінетики.
2. Сформулюйте принцип Ле-Шательє. Перерахуйте фактори, які впливають на стан рівноваги.
3. Вплив концентрацій, тиску та температури на стан рівноваги. Пояснення зміщення положення хімічної рівноваги з точки зору хімічної кінетики.
4. Термодинамічні фактори, що визначають рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги.

Задачі для домашньої підготовки

1. Для наведених нижче реакцій запишіть вирази констант рівноваги K_c та K_p . Як ці константи зв'язані між собою? Користуючись принципом Ле-Шательє, обґрунтуйте, в якому напрямку зміститься положення рівноваги при:

- а) додаванні до системи вказаних речовин;
- б) при вказаній зміні температури;
- в) при вказаній зміні тиску (об'єму системи).

Чи зміняться при цьому значення констант рівноваги?

В який бік спрямовують ці реакції, ентропійний та ентальпійний фактори? Як змінюється знак ΔG при підвищенні температури і як це впливає на положення рівноваги? Відповіді обґрунтуйте.

Таблиця 4.16

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання
1	2
1	а) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання водню, водяної пари, підвищення температури, підвищення тиску. б) $2\text{CrBr}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CrBr}_{2(\text{т})} + 2\text{HBr}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання бромоводню, CrBr_3 , зниження температури, зниження тиску.
2	а) $2\text{NH}_{3(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{H}_{2(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання азоту, аміаку, підвищення температури, підвищення тиску. б) $2\text{FeCl}_{2(\text{т})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{FeCl}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання FeCl_2 , H_2 , зниження температури, зниження тиску.
3	а) $\text{CO}_{(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CH}_{4(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання CH_4 , H_2 , підвищення температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{CH}_{4(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_{(\text{т})} + 2\text{H}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання C , CH_4 , підвищення температури, збільшення об'єму системи.

1	2
4	а) $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання SO_2, SO_2Cl_2, зниження температури, зниження тиску. б) $4\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 6\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання кисню, Fe_2O_3, підвищення температури, зменшення об'єму системи.
5	а) $2\text{NOBr}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання NOBr, бром, підвищення температури, зменшення об'єму системи. б) $2\text{Mn}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 4\text{MnO}_{2(\text{т})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання O_2, MnO_2, зниження температури, зменшення тиску в системі.
6	а) $4\text{CuO}_{(\text{т})} \leftrightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання CuO, O_2, підвищення температури, збільшення тиску. б) $2\text{NO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання NO_2, N_2O_4, підвищення температури, зменшення тиску.
7	а) $2\text{SO}_{3(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання SO_2, SO_3, зниження температури, зниження тиску. б) $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання FeO, H_2, підвищення температури, збільшення тиску.
8	а) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання COCl_2, CO, зниження температури, збільшення тиску. б) $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})} \leftrightarrow \text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання NH_4Cl, HCl, підвищення температури, збільшення тиску.
9	а) $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання CO, H_2, підвищення температури, збільшення об'єму системи. б) $4\text{VO}_{2(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{V}_2\text{O}_{5(\text{т})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання VO_2, кисню, підвищення температури, збільшення об'єму системи.
10	а) $\text{C}_2\text{H}_{6(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання C_2H_6, H_2, зниження температури, зменшення тиску. б) $\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2O, зниження температури, зменшення тиску.
11	а) $\text{BaCO}_{3(\text{т})} \leftrightarrow \text{BaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання BaCO_3, CO_2, зниження температури, зменшення об'єму системи. б) $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NOCl}_{(\text{г})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання NO, NOCl, зниження температури, збільшення тиску.
12	а) $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання хлору, кисню, підвищення температури, збільшення об'єму системи. б) $2\text{Mn}_2\text{O}_{3(\text{т})} \leftrightarrow 4\text{MnO}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання Mn_2O_3, кисню, зниження температури, зменшення об'єму системи.

1	2
13	а) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}_{(г)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(г)} + \text{HCl}_{(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, HCl, зниження температури, зменшення тиску. б) $3\text{FeO}_{(т)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(т)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання Fe_3O_4, кисню, зниження температури, зменшення тиску.
14	а) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання N_2, NO, зниження температури, зменшення тиску. б) $\text{CoO}_{(т)} + \text{CO}_{(г)} \leftrightarrow \text{Co}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання CoO, CO_2, зниження температури, зменшення тиску.
15	а) $\text{C}_2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{C}_{(т)} + \text{H}_{2(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання C_2H_2, C, підвищення температури, збільшення тиску. б) $\text{PCl}_{5(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання хлору, PCl_5, підвищення температури, зменшення тиску.
16	а) $\frac{1}{2}\text{N}_{2(г)} + \frac{3}{2}\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{NH}_{3(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання водню, аміаку, підвищення температури, збільшення тиску. б) $\text{C}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання водяної пари, CO, підвищення температури, збільшення тиску.
17	а) $2\text{V}_2\text{O}_{3(т)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 4\text{VO}_{2(т)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання VO_2, O_2, підвищення температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання CH_4, CO, підвищення температури, збільшення об'єму системи.
18	а) $\text{C}_6\text{H}_{12(г)} \leftrightarrow \text{C}_6\text{H}_{6(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання C_6H_{12}, H_2, зниження температури, зменшення тиску. б) $2\text{PbO}_{(т)} + 2\text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{PbCl}_{2(т)} + \text{O}_{2(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання PbO, O_2, зниження температури, зменшення тиску.
19	а) $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання H_2, CH_3OH, підвищення температури, збільшення тиску. б) $2\text{Pb}_3\text{O}_{4(т)} \leftrightarrow 6\text{PbO}_{(т)} + \text{O}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання PbO, O_2, підвищення температури, збільшення тиску.
20	а) $2\text{NiCl}_{2(т)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NiO}_{(т)} + 2\text{Cl}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання NiCl_2, Cl_2, зниження температури, зменшення тиску. б) $\text{C}_2\text{H}_{4(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{6(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання H_2, C_2H_6, зниження температури, зменшення тиску.
21	а) $\text{Co}_3\text{O}_{4(т)} \leftrightarrow 3\text{CoO}_{(т)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)} \quad \Delta H^0 > 0$; додавання Co_3O_4, кисню, зниження температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{C}_2\text{H}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(г)} \quad \Delta H^0 < 0$; додавання водню, C_2H_4, зниження температури, зменшення об'єму системи.

1	2
22	а) $\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HBr}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання NH_3, NH_4Br, підвищення температури, зменшення об'єму системи. б) $2\text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання CO_2, O_2, підвищення температури, зменшення об'єму системи.
23	а) $2\text{CrCl}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CrCl}_{2(\text{т})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання CrCl_2, HCl, зниження температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання H_2, C_2H_4, зниження температури, зменшення об'єму системи.
24	а) $\text{ZrI}_{4(\text{г})} \leftrightarrow \text{Zr}_{(\text{т})} + 2\text{I}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання йоду, цирконію, зниження температури, зменшення тиску. б) $\text{NO}_{(\text{г})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{NO}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання O_2, NO_2, зниження температури, зменшення тиску.
25	а) $2\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання кисню, Fe_3O_4, підвищення температури, зменшення тиску. б) $2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow 4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання водяної пари, HCl, підвищення температури, зменшення тиску.
26	а) $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання кисню, SO_3, підвищення температури, збільшення об'єму системи. б) $2\text{ZnCl}_{2(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{ZnO}_{(\text{т})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання кисню, хлору, підвищення температури, збільшення об'єму системи.
27	а) $\text{AsCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{AsCl}_{5(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання AsCl_5, Cl_2, зниження температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{MgCO}_{3(\text{т})} \leftrightarrow \text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання CO_2, MgCO_3, зниження температури, зменшення об'єму системи.
28	а) $\text{I}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання H_2, HI, підвищення температури, зменшення тиску. б) $\text{Zn}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{ZnO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання CO_2, ZnO, підвищення температури, зменшення тиску.
29	а) $4\text{VO}_{2(\text{т})} \leftrightarrow 2\text{V}_2\text{O}_{3(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання V_2O_3, O_2, підвищення температури, зменшення об'єму системи. б) $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}_{(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, C_2H_4, підвищення температури, зменшення об'єму системи.
30	а) $\text{COBr}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{Br}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 > 0$; додавання COBr_2, Br_2, підвищення температури, зменшення тиску. б) $2\text{CrBr}_{2(\text{т})} + 2\text{HBr}_{(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CrBr}_{3(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ $\Delta H^0 < 0$; додавання H_2, CrBr_2, підвищення температури, зменшення тиску.

4.6. Тема 2.1. Будова атомів хімічних елементів

Теоретичні питання

1. Сформулюйте постулати Бора та наведіть їх математичні вирази.
 2. Як пояснити, виходячи з теорії Бора, лінійчастий характер спектра атома водню?
 3. Наведіть рівняння Де-Бройля та поясніть його суть.
 4. Використовуючи формулу, яка показує залежність енергії електрона від головного квантового числа для атома водню, поясніть:
 - а) на якому рівні – I чи II – електрон має більшу енергію?
 - б) у якому випадку виділяється квант з більшою енергією: при переході електрона з II рівня на I чи з III на II?
 - в) які рівні – II та III чи III та IV – більше відрізняються за енергією?
- Відповідь підтвердіть відповідними розрахунками.
5. Поясніть, чи існують підрівні: а) 1p, 2p, 2d, 3d; б) 1d, 2p, 3f, 4f. Відповідь обґрунтуйте, вказавши значення n та l для відповідних підрівнів.
 6. Яке квантове число визначає форму орбіталей? Наведіть приклади.
 7. Яких значень набуває магнітне квантове число на d-підрівні? Скільки орбіталей знаходиться на цьому підрівні?
 8. Які квантові числа найбільшою мірою впливають на енергію електронів у атомі ?
 9. Які підрівні відповідають сумі $n + l$: а) 5; б) 6; в) 7? В якій послідовності вони заповнюються?
 10. Поясніть, використовуючи принцип Паулі та значення квантових чисел, яка максимальна кількість електронів може знаходитись : а) на p-підрівні; б) на d-підрівні; в) на f-підрівні.

Задачі для домашньої підготовки

1. Наведіть схеми розташування електронів на поданих підрівнях. Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон на вказаних підрівнях ? Відповідь навести у вигляді таблиць:

Атомна орбіталь			
Номер	n	l	m

Електрон				
Номер	n	l	m	m_s

Таблиця 4.17

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	2	3	4
1	$2s^2 2p^2$	16	$3s^2 3p^3$
2	$3d^3 4s^2$	17	$5s^2 5p^4$

1	2	3	4
3	$4s^2 4p^4$	18	$4s^2 4p^3$
4	$4d^2 5s^2$	19	$4f^7 6s^2$
5	$5s^2 5p^3$	20	$3d^6 4s^2$
6	$4f^3 6s^2$	21	$3d^5 4s^2$
7	$3s^2 3p^4$	22	$4d^5 5s^2$
8	$6s^2 6p^2$	23	$6s^2 6p^4$
9	$2s^2 2p^5$	24	$4f^5 6s^2$
10	$5f^6 7s^2$	25	$3d^7 4s^2$
11	$3d^{10} 4s^1$	26	$5s^2 5p^6$
12	$5d^5 6s^1$	27	$2s^2 2p^4$
13	$4f^{10} 6s^2$	28	$4d^{10} 5s^0$
14	$4s^2 4p^5$	29	$4s^2 4p^6$
15	$3d^5 4s^1$	30	$3s^2 3p^6$

2. Навести повні електронні формули та схеми для елементів, що мають вказані порядкові номери. Для останнього елементу поясніть послідовність заповнення підрівнів.

Таблиця 4.18

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	12, 82	16	21, 56
2	17, 48	17	32, 47
3	31, 58	18	37, 52
4	26, 53	19	14, 22
5	30, 54	20	39, 74
6	9, 72	21	29, 55
7	40, 21	22	38, 76
8	16, 43	23	24, 65
9	36, 79	24	35, 72
10	18, 60	25	15, 51
11	33, 42	26	34, 63
12	25, 50	27	20, 75
13	13, 80	28	23, 39
14	28, 49	29	27, 73
15	19, 59	30	8, 79

4.7. Тема 2.2. Періодичний закон. Закономірності зміни хімічних властивостей елементів та їх сполук

Теоретичні питання

1. Наведіть формулювання періодичного закону за Д. І. Менделєєвим. У чому воно не узгоджується зі структурою періодичної таблиці?
2. Що таке ізотопи? Поясніть, чи узгоджується початкове формулювання періодичного закону з існуванням ізоотопів.
3. Як змінюються у елементів третього періоду металічні та неметалічні властивості, валентність, склад та властивості вищих оксидів?
4. Сформулюйте закон Мозлі, наведіть його математичний вираз, поясніть зміст величин, що до нього входять.
5. Як пояснити суть закону Мозлі з погляду теорії будови атома? Чому відкриття закону Мозлі привело до зміни формулювання періодичного закону?
6. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага порівняно з початковим.
7. Як пояснити, чому в заданих далі періодах міститься різне число елементів: а) у першому та другому, б) у третьому та четвертому, в) у п'ятому та шостому.
8. Які підрівні заповнюються у атомів елементів: а) четвертого, б) п'ятого, в) шостого періодів? Поясніть, у яких елементів цього періоду заповнюються s-, p-, d-чи f-підрівні, скільки елементів належать до головних та побічних підгруп.
9. Поясніть особливості розташування в періодичній таблиці f-елементів.
10. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів другого періоду. Чи є її зміна монотонною? Чому?
11. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів головної підгрупи другої групи.
12. Що таке енергія спорідненості до електрона? У яких елементів другого періоду вона найбільша, у яких набуває від'ємних значень, чому?
13. Що таке електронегативність, як вона визначається, з якими властивостями елементів вона пов'язана?
14. Виходячи з на закономірностей періодичної системи, дайте мотивовану відповідь на питання: який з двох гідроксидів є більш сильною основою: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ чи $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$ або $\text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ чи $\text{Fe}(\text{OH})_2$?
15. Як впливає підвищення ступеня окиснення елемента на властивості утворених ним гідроксидів? Який з двох гідроксидів є більш сильною основою: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ чи $\text{Fe}(\text{OH})_2$; $\text{Ti}(\text{OH})_3$ або TlOH ?
16. Наведіть приклади елементів, у яких спостерігається "проскок" електрона. Чому він виникає?

Задачі для домашньої підготовки

1. Для елементів із вказаними порядковими номерами:
 - а) складіть повні електронні формули;
 - б) поясніть, у якому періоді вони знаходяться;
 - в) обґрунтуйте, до якої електронної родини (s-, p-, d- чи f-сімейства) вони належать;
 - г) підкресліть валентні підрівні та наведіть схему розміщення електронів на цих підрівнях;
 - д) поясніть, виходячи з електронної будови, до якої підгрупи вони належать;
 - е) обґрунтуйте, до якої групи вони відносяться.

Таблиця 4.19

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	11, 67	16	54, 29
2	55, 28	17	27, 35
3	33, 47	18	38, 43
4	37, 29	19	68, 18
5	87, 21	20	59, 19
6	79, 14	21	56, 21
7	13, 40	22	52, 67
8	17, 60	23	70, 16
9	34, 63	24	22, 33
10	82, 15	25	79, 12
11	88, 10	26	54, 23
12	36, 24	27	42, 31
13	23, 50	28	81, 21
14	51, 26	29	66, 10
15	12, 69	30	19, 67

2. Виходячи з розташування елемента у періодичній системі (група, підгрупа, період), складіть конфігурацію його валентних електронів та наведіть схему його валентних підрівнів. Поясніть свою відповідь.

Таблиця 4.20

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант		Умови завдання		
		група	підгрупа	період
1	2	3	4	5
1	а)	2	головна	IV
	б)	5	побічна	VI
2	а)	7	побічна	IV
	б)	2	головна	VII
3	а)	6	головна	V
	б)	2	побічна	IV
4	а)	3	побічна	V
	б)	8	головна	II

1	2	3	4	5
5	а)	1	побічна	IV
	б)	1	головна	III
6	а)	7	головна	II
	б)	1	побічна	V
7	а)	4	побічна	V
	б)	1	головна	IV
8	а)	2	головна	III
	б)	4	побічна	VI
9	а)	1	головна	II
	б)	3	побічна	IV
10	а)	3	головна	III
	б)	2	побічна	VI
11	а)	4	побічна	IV
	б)	7	головна	IV
12	а)	4	головна	III
	б)	3	побічна	VI
13	а)	3	побічна	IV
	б)	2	головна	II
14	а)	2	побічна	V
	б)	3	головна	IV
15	а)	3	головна	V
	б)	4	побічна	IV
16	а)	1	побічна	VI
	б)	5	головна	III
17	а)	8	головна	IV
	б)	5	побічна	IV
18	а)	5	побічна	IV
	б)	3	головна	II
19	а)	6	побічна	IV
	б)	4	головна	IV
20	а)	6	головна	III
	б)	1	побічна	IV
21	а)	5	головна	IV
	б)	1	побічна	V
22	а)	7	побічна	IV
	б)	4	головна	II
23	а)	6	побічна	IV
	б)	7	головна	III
24	а)	4	головна	V
	б)	7	побічна	VI
25	а)	6	побічна	V
	б)	5	головна	II
26	а)	5	головна	V
	б)	7	побічна	V
27	а)	6	головна	IV
	б)	7	побічна	V
28	а)	7	побічна	VI
	б)	8	головна	III

1	2	3	4	5
29	а)	6	побічна	VI
	б)	7	головна	V
30	а)	6	головна	II
	б)	5	побічна	V

3. Виходячи з наведених закінчень електронних формул атомів елементів поясніть, до якої електронної родини вони належать, в якій підгрупі, групі, періоді знаходяться ці елементи.

Таблиця 4.21

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	2	3	4
1	а) $\dots 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$ б) $\dots 5s^2 5p^2$	16	а) $\dots 4s^2 4p^6 5s^1$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
2	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ б) $\dots 2s^2 2p^3$	17	а) $\dots 2s^2 2p^4$ б) $\dots 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
3	а) $\dots 2s^2 2p^6 3s^1$ б) $\dots 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^2 6s^2$	18	а) $\dots 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$ б) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
4	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$	19	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ б) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2$
5	а) $\dots 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^3 6s^2$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	20	а) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
6	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$	21	а) $\dots 4f^9 5s^2 5p^6 6s^2$ б) $\dots 2s^2 2p^5$
7	а) $\dots 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ б) $\dots 4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$	22	а) $\dots 4f^2 5s^2 5p^6 6s^2$ б) $\dots 2s^2 2p^6 3s^2$
8	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	23	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ б) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$
9	а) $\dots 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$ б) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$	24	а) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ б) $\dots 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$
10	а) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$ б) $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$	25	а) $\dots 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$ б) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2$
11	а) $\dots 4f^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$ б) $\dots 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	26	а) $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$ б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

1	2	3	4
12	а) ...4s ² 4p ⁶ 4d ³ 5s ² б) ...2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶	27	а) ...4f ⁴ 5s ² 5p ⁶ 6s ² б) ...2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
13	а) ...3s ² 3p ⁶ 3d ⁶ 4s ² б) ...4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	28	а) ...3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ б) ...4s ² 4p ⁶ 4d ² 5s ²
14	а) ...2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³ б) ...4f ³ 5s ² 5p ⁶ 6s ²	29	а) ...4f ¹¹ 5s ² 5p ⁶ 6s ² б) ...2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
15	а) ...4s ² 4p ⁶ 4d ¹ 5s ² б) ...3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	30	а) ...3s ² 3p ⁶ 3d ⁷ 4s ² б) ...4f ⁵ 5s ² 5p ⁶ 6s ²

4.8. Тема 2.3. Хімічний зв'язок. Властивості молекул.

Міжмолекулярна взаємодія

Теоретичні питання

- Поясніть, використовуючи схеми валентних підрівнів атомів а) нітрогену та фосфору, б) кисню та сульфу та в) фтору та хлору поясніть, чому вони набувають у сполуках різних валентностей, хоча розташовані в одній групі періодичної системи.
- Поясніть на прикладі молекули водню, чому утворюється електронна пара, хоча електрони мають однакові заряди.
- Що називають енергією зв'язку, від яких факторів вона залежить? Наведіть приклади.
- Поясніть, як і чому змінюється довжина зв'язку в ряду молекул HF – HCl – HBr – HI.
- Як і чому змінюється енергія зв'язку в ряду молекул: Cl₂ - Br₂ - I₂?
- Поясніть, як і чому змінюється довжина та енергія зв'язків у ряду молекул N₂ - O₂ - F₂.
- Як і чому змінюється валентний кут в ряду молекул: NH₃ - PH₃ - AsH₃ - SbH₃?
- В ряду BF₃ – BCl₃ – BBr₃ полярність ковалентних зв'язків збільшується чи зменшується? Чому?
- Поясніть механізм утворення іонного зв'язку. Які енергетичні ефекти відповідають кожній стадії утворення іонної сполуки.
- Поясніть чому іонний зв'язок ненасичуваний та ненапрямлений (порівняти з ковалентним).
- Чи мають іонні сполуки молекулярну структуру, чому? Як побудована кристалічна ґратка іонних сполук, наведіть приклади?
- Поясніть, як визначається енергія кристалічної ґратки за а) циклом Борна-Габера, б) за формулою Борна-Ланде.

12. В яких випадках утворюється іонний зв'язок? Чи може іонний зв'язок бути 100%-ним, чому?
13. Розташуйте вказані речовини в порядку збільшення частки іонності зв'язку: а) CaI_2 , CaCl_2 , CaF_2 , CaBr_2 ; б) AlCl_3 , NaCl , SiCl_4 , MgCl_2 .
14. Вкажіть типи зв'язків у наведених речовинах: Na_2S , Na_2SO_4 , POCl_3 , N_2 , BaCl_2 , KNO_3 .
15. Для ряду молекул: H_2S , H_2Se , H_2Te поясніть, як і чому змінюється: а) полярність хімічних зв'язків, б) полярність молекул та значення дипольних моментів, в) здатність молекул до поляризації, г) енергія орієнтаційної взаємодії, д) енергія дисперсійної взаємодії, е) як змінюються в цьому ряду температури кипіння речовин. Який з видів міжмолекулярної взаємодії переважає і чому?
16. Поясніть, як виникає водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.

Задачі для домашньої підготовки

1. Наведіть електронні формули та схеми валентних підрівнів атомів у нормальному та, якщо необхідно, у збудженому стані. Наведіть графічні формули поданих молекул (без врахування значень валентних кутів), зазначте полярність кожного зв'язку, вкажіть найбільш полярний зв'язок у кожній з наведених молекул (якщо зв'язки відрізняються за полярністю), відповідь підтвердіть розрахунками.

Таблиця 4.22

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	CH_3Cl , N_2H_4	16	COCl_2 , Br_2
2	N_2 , SOCl_2	17	CH_3NH_2 , BF_2Cl
3	C_2HCl , I_2	18	CH_3Br , C_2F_4
4	H_2O_2 , H_3BO_3	19	C_2H_6 , ICN
5	CH_3OH , H_3PO_4	20	CH_3COOH , NH_2Cl
6	COBr_2 , SiH_4	21	SCO , C_2H_4
7	HCN , C_2H_4 ,	22	BrCN , SbH_3
8	H_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$,	23	POCl_3 , CH_2O
9	S_2Cl_2 , C_2Br_4 ,	24	CH_3CHO , NH_2OH
10	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HClO	25	HCOOH , N_2H_4
11	ClCN , Se_2Br_2	26	C_2Cl_4 , COF_2
12	CH_2Cl_2 , H_2S_2	27	FCN , C_2H_2
13	F_2 , CHBr_3 ,	28	Cl_2 , CH_3COCl
14	C_2H_4 , BFCl_2	29	CH_2Br_2 , HBrO
15	CHCl_3 , CH_2F_2	30	S_2Br_2 , $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$

2. Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки у поданих нижче молекулах. Відповідь подайте за наведеним планом:

I) електронні формули та схеми валентних підрівнів атомів, що складають молекулу;

II) валентності атомів в основному стані; якщо необхідно, подати закінчення електронних формул та схем валентних підрівнів атомів у збудженому стані;

III) розподіл атомних орбіталей між σ – та π – зв'язками;

IV) висновок про наявність та тип гібридизації під час утворення σ – зв'язків;

V) схема перекривання атомних орбіталей у вказаних молекулах; на кожній схемі зазначте:

- положення ядер;
- лінії зв'язків;
- полярність кожного зв'язку;
- ефективні заряди атомів;
- валентні кути (за необхідності див. додаток Д);
- геометричну форму молекули;
- полярність молекули.

Таблиця 4.23

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	H_2O , F_2 , $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$	16	NF_3 , CHF_3 , CH_2O
2	CH_4 , Cl_2O , COF_2	17	CBr_4 , HCN , NCl_3
3	BF_3 , GeCl_4 , POCl_3	18	PH_3 , GeF_4 , H_2CCBr_2
4	HBr , PCl_3 , $\text{ClC} \equiv \text{CCl}$	19	CH_2Cl_2 , ClF , C_2HCl_3
5	CF_4 , I_2 , $\text{HC} \equiv \text{CCl}$	20	HCl , AsCl_3 , CH_3CHO
6	H_2S , AsBr_3 , H_2CCHF	21	GeH_4 , Br_2 , $\text{C}_2\text{H}_3\text{Br}$
7	CH_3Br , COCl_2 , SiBr_4	22	BBr_3 , SbH_3 , FCN
8	SiH_4 , N_2 , CH_2F_2	23	SiF_4 , CH_2O , BF_2Cl
9	BI_3 , CF_2Cl_2 , BrCN	24	C_2H_2 , PBr_3 , H_2S
10	CCl_4 , PI_3 , H_2CCF_2	25	H_2Te , ICN , CH_2Br_2
11	HI , C_2H_6 , C_2H_2	26	SiCl_4 , CO_2 , IBr
12	CHCl_3 , ClCN , HF	27	NH_3 , Cl_2 , CH_3CClO
13	NH_3 , AsH_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	28	COBr_2 , CH_3Cl , F_2
14	H_2Se , C_2H_4 , BCl_3	29	BCl_3 , CS_2 , CH_2Br_2
15	OF_2 , SCO , CFCl_3	30	HF , CH_3Br , C_2F_4

3. Наведіть структурні формули зазначених молекул з врахуванням їх геометричної форми, визначте, полярною чи неполярною є кожна з молекул.

Вкажіть, які види міжмолекулярної взаємодії (та між якими саме молекулами) будуть наявні у системі з наведених речовин:

Таблиця 4.24

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	CH_4 та H_2O	16	BBr_3 та Br_2
2	CCl_4 та BCl_3	17	HF та CH_2Cl_2
3	C_2H_2 та CH_3F	18	CO_2 та CH_4
4	BBr_3 та CHBr_3	19	CO_2 та HBr
5	H_2O та NH_3	20	NH_3 та N_2
6	CH_4 та C_2H_6	21	CH_3OH та H_2O
7	H_2O та O_2	22	C_2Cl_4 та HCl
8	C_2H_2 та C_2H_4	23	N_2 та SiBr_4
9	CCl_4 та I_2	24	CHCl_3 та CH_2Cl_2
10	H_2S та H_2O	25	HF та F_2
11	NH_3 та CH_3OH	26	H_2O та HF
12	CH_3Cl та I_2	27	BCl_3 та SiCl_4
13	CHCl_3 та CCl_4	28	H_2 та NH_3
14	CBr_4 та HBr	29	CH_3Br та GeCl_4
15	HF та Cl_2	30	SiCl_4 та BCl_3

4.9. Тема 3.1. Загальні властивості розчинів

Теоретичні питання

1. Які розчини називають істинними? Чим істинні розчини подібні до хімічних сполук, а чим до сумішей?
2. Що таке сольватація? Які процеси відбуваються і які сили міжмолекулярної взаємодії діють при розчиненні: а) азоту у воді; в) сірководню у воді; г) йоду в бензолі?
3. Для процесу розчинення газів у рідинах поясніть: а) який знак має тепловий ефект розчинення; б) якого знаку набуває зміна ентропії процесу розчинення; в) як впливає підвищення температури на розчинність, використовуючи принцип Ле Шательє; г) вплив температури на розчинність за допомогою формули Гіббса; д) як і чому впливає тиск на розчинність газів у рідинах, сформулюйте закон Генрі.
4. Для процесу розчинення кристалічних речовин у рідинах поясніть: а) який знак найчастіше має тепловий ефект розчинення; б) якого знаку набуває зміна ентропії процесу розчинення; в) як впливає підвищення температури на розчинність, користуючись принципом Ле Шательє; г) як впливає температура на розчинність за допомогою формули Гіббса.

5. Наведіть формулювання першого закону Рауля, його математичний вираз. Поясніть зміст величин, що входять до цього виразу. Наведіть графік, що ілюструє перший закон Рауля.
6. Наведіть формулювання та математичний вираз другого закону Рауля для процесу кипіння розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кипіння розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?
7. Наведіть формулювання та математичний вираз другого закону Рауля для процесу кристалізації розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кристалізації розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?
8. Сформулюйте закон Вант-Гоффа для осмотичного тиску та поясніть у чому полягає аналогія властивостей розчинів і газів.

Задачі для домашньої підготовки

1.1. Розрахуйте масову частку розчиненої речовини, її молярну частку та моляльність.

Таблиця 4.25

Варіанти для виконання завдання 1.1.

Варіант	Умови завдання
1	6,3 г натрій хлориду розчинено у 350 г води.
2	35 г етиленгліколю $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ додано до 65 г води.
3	4 г алюміній нітрату розчинено у 150 г води.
4	12 г ацетону CH_3COCH_3 додано до 80 г води.
5	7 г калій броміду розчинено у 93 г води.
6	10 г аргентум (I) нітрату розчинено у 100 г води.

1.2. Розрахуйте масову частку розчиненої речовини, його молярну та молярну концентрацію, якщо відома молярна частка розчиненої у воді речовини та густина водного розчину:

Таблиця 4.26

Варіанти для виконання завдання 1.2.

Варіант	Умови завдання		
	Розчинена речовина	Молярна частка, %	Густина розчину, г/л
7	SrCl_2	5,986	1411
8	MgCl_2	7,513	1270
9	NaOH	31,03	1525
10	KI	6,743	1396
11	Na_2SO_4	3,451	1210
12	K_2CO_3	5,780	1320

1.3. Визначте масову та молярну частку розчиненої речовини, а також її молярну концентрацію, якщо відома молярна концентрація та густина водного розчину цієї речовини.

Таблиця 4.27

Варіанти для виконання завдання 1.3.

Варіант	Умови завдання		
	Розчинена речовина	Молярна концентрація, моль/л	Густина розчину, г/л
13	H_2SO_4	5,318	1303
14	KOH	9,290	1367
15	NH_3	5,634	957,5
16	HCl	6,017	1098
17	HNO_3	2,396	1078
18	NaOH	1,598	1065

1.4. Розрахуйте молярну концентрацію розчиненої речовини, її масову та молярну частку, якщо відома густина та молярна концентрація водного розчину:

Таблиця 4.28

Варіанти для виконання завдання 1.4.

Варіант	Умови завдання		
	Розчинена речовина	Молярна концентрація, моль/кг	Густина розчину, г/л
19	ZnSO_4	1,183	1,1806
20	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	1,033	1,069
21	KBr	2,654	1,198
22	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	1,582	1,174
23	BaCl_2	0,4755	1,082
24	KHCO_3	1,111	1,065

1.5. Визначте молярну частку розчиненої речовини, її молярну та молярну концентрацію за масовою часткою та густиною водного розчину:

Таблиця 4.29

Варіанти для виконання завдання 1.5.

Варіант	Умови завдання		
	Розчинена речовина	Масова частка, %	Густина розчину, г/л
25	K_2HPO_4	8	1,068
26	K_2SO_4	9	1,072
27	CsCl	36	1,366
28	FeCl_3	32	1,315
29	MgCl_2	24	1,214
30	Na_3PO_4	8	1,096

2.1. Розрахуйте тиск насиченої водяної пари над розчином за 300 К із вказаною масовою часткою розчиненої речовини, якщо за цієї ж температури тиск насиченої водяної пари становить 3567 Па.

Таблиця 4.30

Варіанти для виконання завдання 2.1.

Варіант	Умови завдання	
	Розчинена речовина	Масова частка, %
1	гліцерин $C_3H_8O_3$	5
2	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	10
3	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	5
4	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	3
5	сорбіт $C_6H_{14}O_6$	5
6	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	4

2.2 Тиск насиченої водяної пари за температури 290 К становить 1919 Па. Розрахуйте тиск насиченої водяної пари над утвореним розчином за вказаної температури, якщо:

Таблиця 4.31

Варіанти для виконання завдання 2.2.

Варіант	Умови завдання
7	46 г гліцерину $C_3H_8O_3$ розчинено у 250 мл води.
8	У 500 мл води розчинено 45 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$
9	До 100 г 10% розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ додали 90 мл води.
10	У 1 л води розчинили 80 г етиленгліколю $C_2H_6O_2$.
11	120 мл води додали до 200 г 8% розчину цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$.
12	1 моль гліцерину $C_3H_8O_3$ розчинено у 1л води.

2.3. Розрахуйте, на яку величину (у Па) зміниться тиск насиченої водяної пари над розчином за 298 К із вказаною моляльною концентрацією розчиненої речовини, якщо за цієї ж температури тиск насиченої водяної пари становить 3169 Па.

Таблиця 4.32

Варіанти для виконання завдання 2.3.

Варіант	Умови завдання	
	Розчинена речовина	Моляльна концентрація, моль/кг
13	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	0,3
14	сорбіт $C_6H_{14}O_6$	0,5
15	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	0,7
16	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	0,6
17	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	0,8
18	гліцерин $C_3H_8O_3$	0,3

2.4. Тиск насиченої пари води за 295 К становить 2645 Па. Визначте масу води, у якій потрібно розчинити вказану наважку неелектроліту за даної температури, щоб тиск насиченої пари води над розчином набув вказаного значення.

Таблиця 4.33

Варіанти для виконання завдання 2.4.

Варіант	Умови завдання		
	Розчинена речовина	Маса розчиненої речовини, г	Тиск насиченої водяної пари над розчином, Па
19	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	10	2600
20	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	5	2541
21	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	9	2593
22	гліцерин $C_3H_8O_3$	7	2605
23	сорбіт $C_6H_{14}O_6$	15	2567
24	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	34	2619

2.5. Тиск насиченої пари води за 300 К становить 3567 Па. Розрахуйте масу вказаного неелектроліту, який потрібно розчинити у вказаній масі води за даної температури, щоб тиск насиченої пари води над розчином набув вказаного значення:

Таблиця 4.34

Варіанти для виконання завдання 2.5.

Варіант	Умови завдання		
	Неелектроліт	Маса води, г	Тиск насиченої пари води над розчином, Па
25	сорбіт $C_6H_{14}O_6$	200	3495
26	гліцерин $C_3H_8O_3$	500	3551
27	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	300	3423
28	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	600	3470
29	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	250	3459
30	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	150	3531

3.1. Розрахуйте температуру кипіння та температуру кристалізації водного розчину вказаного електроліту, якщо відома його масова частка у розчині ($E(H_2O) = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$, $K(H_2O) = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$).

Таблиця 4.35

Варіанти для виконання завдання 3.1.

Варіант	Умови завдання	
	Неелектроліт	Масова частка неелектроліту, %
1	2	3
1	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	8
2	сорбіт $C_6H_{14}O_6$	7
3	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	10

1	2	3
4	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	5
5	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	7

3.2. Розрахуйте температуру кипіння та температуру кристалізації водного розчину вказаного електроліту, якщо відома його молярна частка у розчині ($E(H_2O) = 0,52 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$, $K(H_2O) = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг} \cdot \text{моль}^{-1}$).

Таблиця 4.36

Варіанти для виконання завдання 3.2.

Варіант	Умови завдання	
	Неелектроліт	Молярна частка неелектроліту
6	гліцерин $C_3H_8O_3$	0,06
7	ксиліт $C_5H_{12}O_5$	0,05
8	глюкоза $C_6H_{12}O_6$	0,04
9	етиленгліколь $C_2H_6O_2$	0,05
10	цукроза $C_{12}H_{22}O_{11}$	0,02

3.3. Розрахуйте температуру кипіння та температуру кристалізації розчину, який містить:

Таблиця 4.37

Варіанти для виконання завдання 3.3.

Варіант	Умови завдання
11	15 г етиленгліколю $C_2H_6O_2$ у 300 г води
12	20 г сорбіту $C_6H_{14}O_6$ у 400 мл води
13	0,5 моль глюкози $C_6H_{12}O_6$ у 1,5 л води
14	60 г ксиліту $C_5H_{12}O_5$ у 1200 г води
15	0,7 моль гліцерину $C_3H_8O_3$ у 50 моль води

3.4. Обчисліть кріоскопічну або ебуліоскопічну сталу розчинника.

Таблиця 4.38

Варіанти для виконання завдання 3.4.

Варіант	Умови завдання
1	2
16	розчин 10 г нафталіну $C_{10}H_8$ у 200 г бензену C_6H_6 кристалізується за температури $3,4^\circ\text{C}$. Температура топлення бензену складає $5,4^\circ\text{C}$.
17	температура кипіння розчину 5 г карбаміду $CO(NH_2)_2$ у 100 г ізопропанолу $CH_3CH(OH)CH_3$ становить $83,6^\circ\text{C}$. Температура кипіння ізопропанолу становить $82,3^\circ\text{C}$.
18	розчин 10 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ у 200 г піридину C_5H_5N кипить за температури $116,4^\circ\text{C}$. Температура кипіння піридину становить $115,6^\circ\text{C}$.

1	2
19	температура кипіння розчину 0,2 моль гліцерину $C_3H_8O_3$ у 250 г етанолу C_2H_5OH становить $79,36^\circ C$. Температура кипіння етанолу становить $78,4^\circ C$.
20	температура кристалізації розчину 12 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 300 г диметилсульфоксиду $(CH_3)_2SO$ становить $17,94^\circ C$. Температура топлення диметилсульфоксиду становить $18,45^\circ C$.

3.5. Обчисліть молярну масу неелектроліту, якщо:

Таблиця 4.39

Варіанти для виконання завдання 3.5.

Варіант	Умови завдання
21	розчин, що містить 24,19 г неелектроліту у 500 г води, кристалізується за $-0,5^\circ C$. $K(H_2O) = 1,86 K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.
22	температура кипіння водного розчину 13,45 г неелектроліту у 400 г води становить $100,19^\circ C$. $E(H_2O) = 0,52 K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.
23	розчин 14,93 г неелектроліту в 300 г ацетону CH_3COCH_3 кипить за температури $56,75^\circ C$. Температура кипіння ацетону $56,05^\circ C$, а його ебуліоскопічна стала становить $1,8 K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.
24	розчин 26,86 г неелектроліту в 1500 г гексану C_6H_{12} кипить за $68,95^\circ C$. Температура кипіння гексану $68,73^\circ C$, а його ебуліоскопічна стала становить $2,9 K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.
25	розчин, що містить 77,23 г неелектроліту у 1200 г води, кристалізується за $-0,35^\circ C$. $K(H_2O) = 1,86 K \cdot kg \cdot mol^{-1}$.

3.6. У якого розчину температура замерзання нижча:

Таблиця 4.40

Варіанти для виконання завдання 3.6.

Варіант	Умови завдання
26	якщо у 300 г води розчинено 10 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ чи 8 г гліцерину $C_3H_8O_3$?
27	у водного розчину етиленгліколю $C_2H_6O_2$ з мольною часткою 0,02 чи водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$ з мольною часткою 0,03?
28	якщо у 700 г води розчинено 15 г ксиліту $C_5H_{12}O_5$ чи 15 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$?
29	якщо у 50 моль води розчинено 10 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$ чи 10 г гліцерину $C_3H_8O_3$?
30	у водного розчину гліцерину $C_3H_8O_3$ з масовою часткою 3% чи водного розчину ксиліту $C_5H_{12}O_5$ з масовою часткою 3%?

4.10. Тема 3.2. Розчини електролітів

Теоретичні питання

1. Які речовини належать до електролітів? Що таке електролітична дисоціація?
2. Чим зумовлена електропровідність розчинів або розплавів електролітів?
3. Що таке ізотонічний коефіцієнт? В чому полягає його фізичний зміст?
4. Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.
5. Дайте визначення кислот, основ та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Наведіть приклади.
6. Наведіть рівняння дисоціації декількох кислих, основних та комплексних солей, а також амфотерних гідроксидів.
7. Чим відрізняються слабкі та сильні електроліти?
8. Що таке ступінь електролітичної дисоціації? Від яких факторів і як саме залежить її величина? Чому це поняття не можна застосовувати до сильних електролітів?
9. Яку величину називають константою дисоціації слабого електроліту? Від яких факторів вона залежить? Наведіть приклади рівнянь та констант дисоціації слабких основ та кислот. Ступінчасті константи дисоціації. Закон розведення Оствальда.
10. Активна концентрація та її фізичний зміст. Що таке коефіцієнт активності, від чого він залежить?
11. Добуток розчинності важкорозчинного електроліту. Від яких факторів він залежить? Зв'язок добутку розчинності із розчинністю електроліту.
12. Іонні рівняння реакцій. За яких умов реакції між електролітами відбуватимуться в прямому напрямку?

Задачі для домашньої підготовки

1. Визначте, сильним чи слабким електролітом у водному розчині є кожна з наведених в умові речовин та складіть рівняння їх електролітичної дисоціації. Для слабких розчинних у воді електролітів наведіть вирази констант дисоціації.

Таблиця 4.41

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання
1	2
1	KOH , H_2SO_3 , Na_2SO_3 , $\text{Be}(\text{OH})_2$
2	H_3PO_4 , KBr , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$
3	CaCl_2 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CH_3COOH
4	HCN , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2
5	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, LiOH , H_2SO_4 , H_3AsO_4
6	H_2CO_3 , CuCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Co}(\text{OH})_2$
7	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, HNO_2 , FeSO_4

1	2
8	$\text{H}_2\text{S}, \text{AlBr}_3, \text{Cu}(\text{ClO}_4)_2, \text{Cu}(\text{OH})_2$
9	$\text{HCl}, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{Fe}(\text{OH})_3, \text{H}_2\text{Te}$
10	$\text{Al}(\text{OH})_3, \text{HClO}, \text{HClO}_4, \text{TlOH}$
11	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{H}_3\text{AsO}_3, \text{Ba}(\text{OH})_2$
12	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Ca}(\text{OH})_2$
13	$\text{Sr}(\text{OH})_2, \text{Cd}(\text{OH})_2, \text{HBrO}, \text{K}_3\text{PO}_4$
14	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{Ga}(\text{OH})_3, \text{H}_2\text{TeO}_3, \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
15	$\text{H}_2\text{CO}_3, \text{HNO}_3, \text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2, \text{Pb}(\text{OH})_2$
16	$\text{HIO}, \text{Ba}(\text{IO})_2, \text{CsOH}, \text{Fe}(\text{OH})_2$
17	$\text{H}_2\text{SeO}_3, \text{Li}_2\text{SO}_4, \text{Sn}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{OH})_2$
18	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}, \text{Cr}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{NO}_3)_3, (\text{NH}_4)_2\text{S}$
19	$\text{HCN}, \text{CaI}_2, \text{Na}_2\text{CO}_3, \text{Fe}(\text{OH})_3$
20	$\text{HNO}_2, \text{Pb}(\text{OH})_2, \text{Na}_3\text{PO}_4, \text{FeCl}_2$
21	$\text{H}_2\text{SeO}_3, \text{Na}_2\text{S}, \text{Cu}(\text{OH})_2, \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3$
22	$\text{H}_3\text{AsO}_4, \text{AgNO}_3, \text{NiBr}_2, \text{Zn}(\text{OH})_2$
23	$\text{H}_2\text{Se}, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{CsOH}, \text{Be}(\text{OH})_2$
24	$\text{H}_3\text{AsO}_3, \text{Mn}(\text{OH})_2, \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2, \text{NaF}$
25	$\text{LiOH}, \text{HClO}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Cr}(\text{OH})_3$
26	$\text{Ni}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{RbOH}, \text{H}_2\text{SeO}_4$
27	$\text{KOH}, \text{H}_2\text{S}, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
28	$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{Co}(\text{OH})_2, \text{Na}_3\text{PO}_4, \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
29	$\text{HF}, \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{Cd}(\text{OH})_2$
30	$\text{Zn}(\text{OH})_2, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

2. Складіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формі (додаток В).

Таблиця 4.42

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	2	3	4
1	$\text{MgCl}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{NaF} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HI} \rightarrow$	16	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
2	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{K}_2\text{S} + \text{HBr} \rightarrow$	17	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

1	2	3	4
3	$\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{BaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	18	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HBr} \rightarrow$
4	$\text{FeSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow$	19	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
5	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	20	$\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{AlCl}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
6	$\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$	21	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{CuCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$
7	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\text{KF} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{AlBr}_3 \rightarrow$	22	$\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$ $\text{KOH} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$
8	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$	23	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$ $\text{ZnCl}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
9	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ $\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	24	$\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{HI} + \text{BaCO}_3 \rightarrow$
10	$\text{MnS} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	25	$\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$
11	$\text{HNO}_3 + \text{BaCO}_3 \rightarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$	26	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI} \rightarrow$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
12	$\text{MnSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ $\text{H}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	27	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
13	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	28	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_2 \rightarrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{NaF} + \text{CaCl}_2 \rightarrow$

1	2	3	4
14	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{AlBr}_3 \rightarrow$	29	$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
15	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$ $\text{ZnCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ $\text{MgCO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$	30	$\text{CaCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{LiOH} \rightarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$

4.11. Тема 3.3. Дисоціація води. Водневий показник. Гідроліз солей

Теоретичні питання

1. Що таке іонний добуток води, як він пов'язаний з константою її дисоціації? Як змінюється його значення із зміною температури?
2. Що таке водневий показник? Поясніть, які значення має рН в: а) нейтральному середовищі; б) кислому середовищі; в) лужному середовищі.
3. Комплексоутворення як причина амфотерності. Як впливає зміна рН на рівновагу процесу дисоціації амфотерного гідроксиду?
4. Що таке гідроліз солей? Які солі піддаються гідролізу у водних розчинах?
5. В яких випадках сіль гідролізує по аніону, а в яких — по катіону? Наведіть приклади.
6. Що таке константа та ступінь гідролізу? Від яких факторів вони залежать? Як ці величини пов'язані одне з одним?
7. Як і чому можна послабити гідроліз солей?
8. Як впливає гідроліз на перебіг реакцій обміну між електролітами? Поясніть це на прикладі реакцій між: а) купрум(II) сульфатом та калій карбонатом, б) ферум(III) хлоридом та натрій карбонатом та в) хром(III) сульфатом та калій сульфідом.

Задачі для домашньої підготовки

- 1.1. Знайти значення рН та рОН розчинів електролітів з відомою молярною концентрацією.

Таблиця 4.43

Варіанти для виконання завдання 1.1.

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	$C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$	9	$C(\text{HBr}) = 10^{-5} \text{ моль/л}$
2	$C(\text{KOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$	10	$C(\text{LiOH}) = 0,01 \text{ моль/л}$
3	$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ моль/л}$	11	$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль/л}$
4	$C(\text{NaOH}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$	12	$C(\text{Sr}(\text{OH})_2) = 0,05 \text{ моль/л}$
5	$C(\text{HBrO}_4) = 0,01 \text{ моль/л}$	13	$C(\text{HNO}_3) = 0,01 \text{ моль/л}$
6	$C(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$	14	$C(\text{KOH}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$
7	$C(\text{HNO}_3) = 0,1 \text{ моль/л}$	15	$C(\text{HCl}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$
8	$C(\text{CsOH}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$	16	$C(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$

1.2. Визначити молярну концентрацію розчину вказаного електроліту за відомим значенням рН його водного розчину.

Таблиця 4.44

Варіанти для виконання завдання 1.2.

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
17	$\text{pH}(\text{NaOH}) = 9$	24	$\text{pH}(\text{HCl}) = 5$
18	$\text{pH}(\text{HNO}_3) = 4$	25	$\text{pH}(\text{NaOH}) = 12$
19	$\text{pH}(\text{KOH}) = 11$	26	$\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$
20	$\text{pH}(\text{HBr}) = 3$	27	$\text{pH}(\text{LiOH}) = 10$
21	$\text{pH}(\text{LiOH}) = 13$	28	$\text{pH}(\text{HClO}_4) = 1,5$
22	$\text{pH}(\text{HCl}) = 3,5$	29	$\text{pH}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 9$
23	$\text{pH}(\text{NaOH}) = 12,5$	30	$\text{pH}(\text{H}_2\text{SeO}_4) = 3$

2.1. Розрахуйте рН, рОН розчину слабкої одноосновної кислоти НА (А – залишок кислоти) та її константу дисоціації, якщо відомі концентрація кислоти та її ступінь дисоціації α .

Таблиця 4.45

Варіанти для виконання завдання 2.1.

Варіант	Умови завдання		Варіант	Умови завдання	
	$\text{C}(\text{HA})$, моль / л	α		$\text{C}(\text{HA})$, моль / л	α
1	0,02	0,05	5	0,01	1 %
2	0,4	0,025	6	0,5	2 %
3	0,1	0,1 %	7	$2,5 \cdot 10^{-3}$	0,4 %
4	0,025	4 %	8	0,02	2 %

2.2 Розрахуйте константу та ступінь дисоціації слабкої одноосновної кислоти НА (А – залишок кислоти), якщо відомі рН розчину та концентрація кислоти.

Таблиця 4.46

Варіанти для виконання завдання 2.2.

Варіант	Умови завдання		Варіант	Умови завдання	
	$\text{C}(\text{HA})$, моль / л	рН		$\text{C}(\text{HA})$, моль / л	рН
9	0,02	5	13	0,01	4
10	0,4	2	14	0,5	2
11	0,1	3	15	$2,5 \cdot 10^{-3}$	5
12	0,025	5	16	0,02	4

2.3 Розрахуйте рН, рОН розчину слабкої однокислотної основи ХОН (Х – залишок основи) та її константу дисоціації, якщо відомі концентрація основи та її ступінь дисоціації.

Таблиця 4.47

Варіанти для виконання завдання 2.3.

Варіант	Умови завдання		Варіант	Умови завдання	
	$C(\text{XOH})$, моль / л	α		$C(\text{XOH})$, моль / л	α
17	$2,5 \cdot 10^{-3}$	0,4 %	21	0,01	0,1
18	0,01	1 %	22	0,025	4 %
19	0,02	2 %	23	0,1	0,1 %
20	0,5	2 %	24	0,4	2,5 %

2.4. Розрахуйте константу та ступінь дисоціації слабкої однокислотної основи XOH (X – залишок основи), якщо відомі pH розчину та концентрація основи:

Таблиця 4.48

Варіанти для виконання завдання 2.4.

Варіант	Умови завдання		Варіант	Умови завдання	
	$C(\text{XOH})$, моль / л	pH		$C(\text{XOH})$, моль / л	pH
25	0,02	9	28	0,01	10
26	0,4	12	29	0,5	12
27	0,1	11	30	$2,5 \cdot 10^{-3}$	8

3. Які з наведених в умові солей гідролізують при розчиненні у воді? Складіть іонні та молекулярні рівняння гідролізу. Яку реакцію мають розчини цих солей? Поясніть, як послабити гідроліз наведених в умові солей.

Таблиця 4.49

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	2	3	4
1	NaBr, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCN	16	KNO_3 , CoCl_2 , Na_2CO_3
2	K_3PO_4 , FeCl_2 , BaI ₂	17	NaI, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3
3	NaNO_3 , NaNO_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	18	Na_2SeO_4 , CrCl_3 , KNO_2
4	CoSO_4 , Na_2CO_3 , KI	19	Cs_3PO_4 , K_2SO_4 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
5	NiCl_2 , KClO, $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	20	NaMnO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KClO
6	MgSO_4 , Na_2SO_4 , FeCl_3	21	Cs_2CO_3 , ZnSO_4 , NaClO_4
7	K_2SO_3 , K_2SO_4 , CuSO_4	22	Na_3AsO_4 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, KI
8	KF, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CaBr_2	23	K_2S , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, LiNO_3
9	NaIO, NaI, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	24	FeSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, CaBr_2
10	Li_2SO_4 , K_3PO_4 , MnSO_4	25	K_2SO_4 , CoSO_4 , Na_2S

1	2	3	4
11	FeCl_2 , K_2CO_3 , NaClO_4	26	AlCl_3 , Na_2SO_3 , KNO_3
12	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , KF	27	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$
13	LiMnO_4 , $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$, NaNO_2	28	KMnO_4 , MnCl_2 , NaNO_2
14	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, BaCl_2 , NaCH_3COO	29	K_3AsO_4 , NaNO_3 , NiSO_4
15	ZnCl_2 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4	30	CdSO_4 , K_3PO_4 , NaClO_3

4.12. Тема 4.1. Окисно-відновні реакції

Теоретичні питання

1. Що таке ступінь окиснення? Правила визначення ступеня окиснення.
2. Які реакції називають окисно-відновними?
3. Наведіть визначення окисника та відновника. Який процес називають окисненням, а який відновленням?
4. Як змінюються під час перебігу окисно-відновної реакції ступінь окиснення атома-окисника та атома-відновника?
5. Які типи окисно-відновних реакцій ви знаєте? Наведіть приклади.
6. Як за допомогою довідникових даних визначити, чи може відбуватися в прямому напрямку у водному розчині окисно-відновна реакція?
7. Яка величина є мірою сили окисника або відновника? Поясніть, яка речовина є сильнішим окисником: вільний хлор Cl_2 чи йод I_2 ? Яка з наведених речовин є сильнішим відновником: SnSO_4 чи FeSO_4 ?
8. Яким чином можна розрахувати константу рівноваги оборотної окисно-відновної реакції, яка відбувається в розведеному водному розчині? Обчисліть константу рівноваги для реакції $\text{CaCl}_2 + 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_3 + \text{CaI}_2$.

Задачі для домашньої підготовки

1. У наведених рівняннях реакцій визначте окисник та відновник, розставте коефіцієнти методом електронного балансу, вкажіть її тип. За значеннями окисно-відновних потенціалів визначте, чи відбудуться самочинно у прямому напрямку дві останні реакції.

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання
1	2
1	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{O}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{FeCl}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$ $\text{FeCl}_2 + \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_2$
2	$\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Al}$ $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
3	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Ni} + \text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{AlCl}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{AlBr}_3 + \text{Cl}_2$
4	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Mn}$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{Cr} + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Br}_2 + \text{SnBr}_2 \rightarrow \text{SnBr}_4$ $\text{Co} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CoSO}_4 + \text{Al}$
6	$\text{Cl}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{Ba}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $\text{CdSO}_4 + \text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{Cd}$ $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
7	$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ $\text{Au} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn}$
8	$\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaI} + \text{NaIO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HI} + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2$ $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ni}$

1	2
9	$\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiO} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$ $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{N}_2$ $\text{P} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Mg}$
11	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
12	$\text{CuSO}_4 + \text{KI} \rightarrow \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{Sn} \rightarrow \text{SnSO}_4$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$ $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{FeSO}_4$ $\text{I}_2 + \text{KBr} \rightarrow \text{KI} + \text{Br}_2$
14	$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
15	$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S}$ $\text{SnCl}_4 + \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2$ $\text{CrCl}_2 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Hg} + \text{CrCl}_3$
16	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)\text{ReO}_4 \rightarrow \text{ReO}_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2$ $\text{SnCl}_2 + \text{HgCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$

1	2
17	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cr}$ $\text{MnO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{ClO}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{SnCl}_4 + \text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2$
20	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_5\text{IO}_6 \rightarrow \text{I}_2\text{O}_5 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
21	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{HgO} + \text{Hg} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Zn}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
22	$\text{KIO} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI}$ $\text{Mn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Hg}$ $\text{Au} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
23	$\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$ $\text{KIO}_4 \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{O}_2$ $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Au} + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{H}_2$
24	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CoSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HIO} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag} + \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{Ni}$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

1	2
25	$\text{NH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{N}_2$ $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{O}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{O}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgSO}_4 + \text{Co} \rightarrow \text{Mg} + \text{CoSO}_4$
26	$\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SnSO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{FeSO}_4$ $\text{Br}_2 + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlBr}_3 + \text{Cl}_2$
27	$\text{ClO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO}_2)_2 + \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{VO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$ $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
28	$\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{C}$ $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SF}_6 + \text{O}_2 + \text{HF}$ $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaF} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{F}_2$
29	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} + \text{NO}_2$ $\text{Al} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Pb}$ $\text{MgCl}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{MgI}_2 + \text{Cl}_2$
30	$\text{Ni} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{H}_4\text{TeO}_6 \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co} + \text{CuSO}_4$ $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

4.13. Тема 4.2. Гальванічні елементи

Теоретичні питання

1. Що таке гальванічний елемент? Особливість перебігу окисно-відновної реакції в гальванічному елементі.
2. З яких частин складається гальванічний елемент? Які процеси відбуваються на катоді та аноді?
3. Яка будова подвійного електричного шару на межі поділу фаз метал – розчин електроліту? Механізм виникнення електродного потенціалу.
4. Від яких факторів залежить рівноважний електродний потенціал? Наведіть рівняння Нернста, поясніть зміст величин, що до нього входять.

5. Які існують типи електродів? Як влаштовано металічний електрод першого роду? Запишіть рівняння рівноваги, яка встановлюється на ньому, його умовне позначення та рівняння Нернста для розрахунку його потенціалу.
6. Як побудовано металічний електрод другого роду? Яка рівновага встановлюється на ньому? Запишіть скорочене позначення цього електроду та рівняння Нернста для розрахунку його потенціалу. З якою метою використовують хлорсрібний та каломельний електроди?
7. Опишіть водневий електрод: будова, схема, рівняння електродної рівноваги, рівняння Нернста для розрахунку потенціалу. Де він використовується?
8. Охарактеризуйте редокс-електроди: будова, схема запису, рівняння електродної рівноваги, формула для розрахунку потенціалу.
9. Способи розрахунку електрорушійної сили гальванічного елемента. Що таке стандартна електрорушійна сила?

Задачі для домашньої підготовки

1. Складіть схему, запишіть рівняння електродних процесів та струмоутворюючої реакції, розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, який складається з двох металічних пластин, занурених у розчини їх солей із зазначеною в умові концентрацією іонів металів. Розрахуйте стандартну ЕРС такого гальванічного елемента. Обчисліть стандартну ΔG струмоутворюючої реакції двома способами: а) за значенням стандартної ЕРС та б) за значеннями стандартної вільної енергії Гіббса утворення іонів у розведеному водному розчині (Таблиці Е.1 та Е.2).

Таблиця 4.51

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	2	3	4
1	$C(\text{Fe}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}$	16	$C(\text{Al}^{3+}) = 1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Ag}^{+}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$
2	$C(\text{Al}^{3+}) = 1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cr}^{3+}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$	17	$C(\text{Cr}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
3	$C(\text{Mg}^{2+}) = 1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Ni}^{2+}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$	18	$C(\text{Ag}^{+}) = 0,01 \text{ моль/л}$; $C(\text{Cd}^{2+}) = 1 \text{ моль/л}$
4	$C(\text{Ag}^{+}) = 0,01 \text{ моль/л}$; $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	19	$C(\text{Cu}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}$; $C(\text{Sn}^{2+}) = 1 \text{ моль/л}$
5	$C(\text{Zn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л}$; $C(\text{Ag}^{+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	20	$C(\text{Mg}^{2+}) = 1 \text{ моль/л}$; $C(\text{Zn}^{2+}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$
6	$C(\text{Cr}^{3+}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$; $C(\text{Cd}^{2+}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$	21	$C(\text{Cu}^{2+}) = 10^{-3} \text{ моль/л}$; $C(\text{Al}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л}$

1	2	3	4
7	$C(\text{Sn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Pb}^{2+}) = 1 \text{ моль/л}$	22	$C(\text{Fe}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Ag}^+) = 1 \text{ моль/л}$
8	$C(\text{Mg}^{2+}) = 1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Al}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	23	$C(\text{Mn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cu}^{2+}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$
9	$C(\text{Zn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Ag}^+) = 10^{-3} \text{ моль/л}$	24	$C(\text{Zn}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cr}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
10	$C(\text{Mg}^{2+}) = 10^{-3} \text{ моль/л};$ $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	25	$C(\text{Cu}^{2+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Ag}^+) = 1 \text{ моль/л}$
11	$C(\text{Cr}^{3+}) = 1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	26	$C(\text{Fe}^{2+}) = 1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Sn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
12	$C(\text{Bi}^{3+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	27	$C(\text{Bi}^{3+}) = 1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Al}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
13	$C(\text{Mn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cr}^{3+}) = 10^{-4} \text{ моль/л}$	28	$C(\text{Bi}^{3+}) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
14	$C(\text{Ag}^+) = 0,01 \text{ моль/л};$ $C(\text{Cu}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	29	$C(\text{Fe}^{2+}) = 1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Mn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$
15	$C(\text{Zn}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Fe}^{2+}) = 0,1 \text{ моль/л}$	30	$C(\text{Bi}^{3+}) = 0,1 \text{ моль/л};$ $C(\text{Ag}^+) = 0,01 \text{ моль/л}$

2. Складіть рівняння електродних процесів та струмоутворюючої реакції, що відбуваються у гальванічному елементі, схема якого наведена в умові. Розрахуйте стандартну ЕРС такого гальванічного елемента.

Таблиця 4.51

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	$\text{Al} \text{Al}^{3+} \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \text{Pt}$	6	$\text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{H}^+ \text{O}_2(\text{Pt})$
2	$\text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Pt}$	7	$\text{Ni} \text{Ni}^{2+} \text{H}^+ \text{H}_2(\text{Pt})$
3	$\text{Fe} \text{Fe}^{2+} \text{OH}^- \text{O}_2(\text{Pt})$	8	$\text{Pt} \text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Pt}$
4	$\text{Co} \text{Co}^{2+} \text{Cl}^- \text{AgCl}, \text{Ag}$	9	$\text{Cd} \text{Cd}^{2+} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+}, \text{H}^+ \text{Pt}$
5	$(\text{Pt})\text{H}_2 \text{H}^+ \text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	10	$\text{Ag}, \text{AgCl} \text{Cl}^- \text{H}^+ \text{O}_2(\text{Pt})$

3. Складіть схему гальванічного елемента, в якому відбувається реакція, наведена в умові. Наведіть рівняння електродних процесів та розрахуйте стандартну ЕРС такого гальванічного елемента.

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання
11	$2\text{Al} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 6\text{Br}^-$
12	$\text{O}_2 + 4\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
13	$\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Zn}^{2+}$
14	$\text{Cd} + 2\text{AgCl} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{Ag} + 2\text{Cl}^-$
15	$\text{Mn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}$
16	$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
17	$\text{O}_2 + 2\text{Fe} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
18	$\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$
19	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Br}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Br}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
20	$2\text{Al} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}$

4. Складіть схему гальванічного елементу, який можна використати для вимірювання стандартного потенціалу вказаного електрода. Складіть схему, наведіть рівняння електродних процесів та струмоутворюючої реакції, розрахуйте стандартну ЕРС цього елемента.

Таблиця 4.53

Варіанти для виконання завдання 4

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
21	$\text{Pt} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+}, \text{H}^+$	26	$\text{Ag}, \text{AgCl} \text{Cl}^-$
22	$\text{Br}_2, \text{Br}^- \text{Pt}$	27	$\text{Sn}^{4+}, \text{Sn}^{2+} \text{графіт}$
23	$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	28	$\text{Cl}^- \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Hg}$
24	$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} \text{Pt}$	29	$\text{Cu} \text{Cu}^{2+}$
25	$\text{H}^+ \text{O}_2(\text{Pt})$	30	$(\text{Pt})\text{O}_2 \text{OH}^-$

4.14. Тема 4.3. Електрохімія. Електроліз

Теоретичні питання

1. Які окисно-відновні процеси називають електролізом?
2. Запишіть і сформулюйте закони Фарадея для електролізу.
3. Що називають сталою Фарадея? Який фізичний зміст цієї сталої?
4. Що таке вихід речовини за струмом? Як пояснити відхилення від законів Фарадея?
5. Що таке напруга розкладу електроліту? Від чого залежить ця величина?
6. В чому полягає явище перенапруги? Поясніть на прикладі.
7. Наведіть приклади застосування електролізу.

Задачі для домашньої підготовки

1. Наведіть рівняння конкуруючих електродних процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину сполуки з заданими в умові електродами. Обґрунтуйте, які саме речовини виділятимуться на електродах.

Таблиця 4.54

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання
1	AgNO_3 , електроди а) платинові; б) срібні
2	AlCl_3 , електроди а) графітові; б) алюмінієві
3	Li_2SO_4 , електроди платинові; KOH , електроди графітові
4	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) графітові; б) магнієві
5	CuSO_4 , електроди а) платинові; б) мідні
6	ZnSO_4 , електроди а) графітові; б) цинкові
7	CoBr_2 , електроди а) платинові; б) кобальтові
8	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, електроди а) графітові; б) хромові
9	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) платинові; б) кадмієві
10	CoSO_4 , електроди а) платинові; б) кобальтові
11	NiCl_2 , електроди а) графітові; б) нікелеві
12	SnCl_2 , електроди а) графітові; б) олов'яні
13	FeCl_2 , електроди а) платинові; б) залізнi
14	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) графітові; б) олов'яні
15	CrBr_3 , електроди а) платинові; б) хромові
16	AlBr_3 , електроди а) графітові; б) алюмінієві
17	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) платинові; б) свинцеві
18	CuCl_2 , електроди а) графітові; б) мідні
19	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) платинові; б) нікелеві
20	ZnCl_2 , електроди а) платинові; б) цинкові
21	FeSO_4 , електроди а) графітові; б) залізнi
22	CoCl_2 , електроди а) графітові; б) кобальтові
23	NaBr , електроди а) платинові; б) алюмінієві
24	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, електроди а) графітові; б) алюмінієві
25	SnSO_4 , електроди а) платинові; б) олов'яні
26	NaOH , електроди графітові; H_2SO_4 , електроди платинові
27	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, електроди а) графітові; б) хромові
28	K_2SO_4 , електроди платинові; K_2S , електроди графітові
29	CdSO_4 , електроди а) платинові; б) кадмієві
30	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, електроди а) графітові; б) цинкові

2. Розрахуйте масу металу, осадженого на катоді, в разі пропускання постійного струму крізь водний розчин вказаної солі:

Таблиця 4.55

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання			
	формула солі	сила струму, А	час, хв	вихід металу за струмом, %
1	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	0,5	60	80
2	CoSO_4	1,5	120	70
3	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	0,2	30	65
4	ZnCl_2	0,3	240	55
5	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	0,6	15	95

3. Обчисліть об'єм (за н.у.) газу, що виділяється на графітовому електроді в разі пропускання постійного струму крізь водний розчин вказаної сполуки. Вихід газоподібної сполуки за струмом прийняти за 100%.

Таблиця 4.56

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання			
	формула сполуки	електрод	сила струму, А	час, год
6	Na_2SO_4	катод	2	0,25
7	H_2SO_4	анод	0,6	1
8	K_2CO_3	катод	1,4	0,5
9	LiOH	анод	0,2	2
10	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	катод	0,1	3

4. Якою буде маса вказаного електроду після пропускання постійного струму крізь водний розчин вказаної солі, якщо відомий вихід за струмом для процесу, завдяки якому змінюється маса електроду?

Таблиця 4.57

Варіанти для виконання завдання 4

Варіант	Умови завдання					
	формула солі	початкова маса електроду, г	вид та матеріал електроду	сила струму, А	час, хв	вихід за струмом, %
11	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	5,21	графітовий катод	0,5	20	70
12	NiSO_4	10,22	нікелевий анод	0,4	60	84
13	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	4,32	платиновий катод	0,25	120	68
14	FeSO_4	5,40	залізний катод	0,6	30	74
15	CuCl_2	6,37	мідний анод	0,8	45	94

5. За якої сили струму необхідно проводити електроліз водного розчину солі протягом заданого часу для того, щоб отримати вказану масу металу?

Таблиця 4.58

Варіанти для виконання завдання 5

Варіант	Умови завдання			
	формула солі	маса металу, г	час, год	вихід металу за струмом, %
16	AgNO_3	1,0	1	96
17	AuCl_3	0,1	0,5	97
18	ZnSO_4	2,0	2	13
19	CuSO_4	0,05	0,25	93
20	$\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$	10	1,5	85

6. Розрахуйте час проведення електролізу за вказаної сили струму, внаслідок якого виділяється вказана маса речовини.

Таблиця 4.59

Варіанти для виконання завдання 6

Варіант	Умови завдання			
	формула солі	маса металу, г	сила струму, А	вихід металу за струмом, %
21	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1,0	2	89
22	SnSO_4	20	4	62
23	AgNO_3	0,1	0,2	94
24	NiCl_2	3,0	1,5	55
25	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	0,5	0,4	81

7. Визначте вихід металу за струмом, якщо на катоді виділено вказану масу металу.

Таблиця 4.60

Варіанти для виконання завдання 7

Варіант	Умови завдання			
	формула солі	маса металу, г	сила струму, А	час, хв
26	FeSO_4	0,44	0,3	120
27	AgNO_3	1,51	0,1	240
28	CoSO_4	0,66	0,5	90
29	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	4,60	1,4	60
30	$\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$	1,46	2,5	15

4.15. Тема 4.4. Корозія металів та сплавів. Захист від корозії

Теоретичні питання

1. Який процес називають корозією металів?
2. Назвіть види корозії та охарактеризуйте кожен з них.
3. Які існують способи захисту металів від корозії?

4. Чим відрізняється корозія заліза в кислому середовищі від корозії в нейтральному?
5. Які метали кородують у лужному середовищі?
6. Наведіть приклади застосування в промисловості електрохімічного захисту металів від корозії.

Задачі для домашньої підготовки

1. Вкажіть метал, який можна використати як а) анодне та б) катодне покриття для захисту від корозії вказаного металу. Складіть схеми корозійних гальванічних елементів, що виникають під час корозії у кислому аерованому розчині внаслідок пошкодження покриття та наведіть рівняння електродних процесів.

Таблиця 4.61

Варіанти для виконання завдання 1

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
1	олово	4	цинк
2	залізо	5	манган
3	кобальт	6	нікель

2. Складіть схеми корозійних гальванічних елементів, що виникають внаслідок конструкційного контакту зазначених металів у розчині з наведеним значенням рН: а) за наявності кисню та б) за його відсутності. Складіть рівняння електродних процесів та обґрунтуйте за допомогою розрахунків можливість перебігу корозії. Вкажіть, який з металів кородує.

Таблиця 4.62

Варіанти для виконання завдання 2

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
7	Cu та Zn, рН = 2	10	Mn та Ni, рН = 4
8	Co та Cr, рН = 1	11	Ag та Cd, рН = 3
9	Zn та Al, рН = 12	12	Sn та Mg, рН = 5

3. Виріб з металу В покрито металом П. Складіть схеми корозійних гальванічних елементів та рівняння електродних процесів, що відбуваються у а) на вологому повітрі та б) у кислому знекисненому розчині. Який з металів кородує?

Таблиця 4.63

Варіанти для виконання завдання 3

Варіант	Умови завдання		Варіант	Умови завдання	
	метал В	метал П		метал В	метал П
13	залізо	цинк	16	олово	мідь
14	олово	хром	17	кадмій	нікель
15	кобальт	алюміній	18	залізо	мідь

4. Вкажіть, який з зазначених металів можна використати як протектор для захисту сталевих конструкцій від корозії? Складіть схеми корозійних гальванічних елементів та рівняння електродних процесів, які відбуваються під час корозії а) у знекисненому кислому розчині та б) у розчині Na_2SO_4 за присутності кисню.

Таблиця 4.64

Варіанти для виконання завдання 4

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
19	олово, цинк, нікель	22	манган, мідь, кадмій
20	магній, свинець, мідь	23	кобальт, хром, олово
21	кобальт, мідь, алюміній	24	цинк, кадмій, срібло

5. Вкажіть метал, який можна використати як а) анодне та б) катодне покриття для захисту від корозії вказаного металу. Складіть схеми корозійних гальванічних елементів, що виникають під час атмосферної корозії внаслідок пошкодження покриття та наведіть рівняння електродних процесів.

Таблиця 4.65

Варіанти для виконання завдання 5

Варіант	Умови завдання	Варіант	Умови завдання
25	олово	28	цинк
26	залізо	29	манган
27	кобальт	30	нікель

5.Тести

5.1. Тест з теми «Основні поняття та закони хімії»

1. Вкажіть хімічні явища:

а) іржавіння заліза;	г) подрібнення цукру;
б) розчинення кисню у воді;	д) згоряння сірника;
в) розклад кальцію карбонату;	е) сублімація йоду

2. Які речовини є складними?

а) озон	г) вода
б) гідроксид натрію	д) поліпропілен
в) ромбічна сірка	е) графіт

3. Вкажіть формули алотропних модифікацій оксигену:

а) O_3	г) Li_2O_2
б) O_2	д) KO_3
в) KO_2	е) OF_2

4. Оберіть правильні означення. Атом – це...

а) найменша подільна частинка речовини	г) найменша неподільна частинка хімічного елемента
б) найменша неподільна частинка речовини	д) найменша подільна частинка хімічного елемента
в) зберігає хімічні властивості елемента	е) складається із позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів

5. Оберіть правильні означення. Молекула – це...

а) найменша частинка хімічного елемента	г) має однаковий склад з речовиною
б) найменша частинка речовини	д) зберігає хімічні властивості речовини
в) зберігає всі властивості речовини	е) межа механічного поділу даної речовини

6. Відносна атомна маса елемента:

а) має розмірність г/моль	г) показує, у скільки раз маса атому даного елемента більша за 1/12 маси нукліду карбону з нуклонним числом 12
б) безрозмірна величина	д) дорівнює відношенню маси атому з урахуванням нуклідного складу до 1 а.о.м.
в) показує, у скільки раз маса атому даного елемента менша за 1/12 маси нукліду карбону з нуклонним числом 12	е) чисельно дорівнює молярній масі

7. Що залишається незмінним при проходженні хімічної реакції:

а) число атомів хімічних елементів	в) сума мас реагентів та продуктів реакції
б) число молекул речовин	г) кількості речовин реагентів та продуктів реакції

8. Стала Авогадро має розмірність:

а) моль ⁻¹	в) моль/л
б) л/моль	г) а.о.м.

9. Маса однієї молекули речовини дорівнює $5,7 \cdot 10^{-23}$ г. Молярна маса речовини та число молекул дорівнюють:

а) 32 г/моль та $1,51 \cdot 10^{23}$ молекул	в) 30 г/моль та $1,51 \cdot 10^{23}$ молекул
б) 28 г/моль та $3 \cdot 10^{26}$ молекул	г) 34 г/моль та $1,51 \cdot 10^{23}$ молекул

10. 36 г магнію розчинили у хлоридній кислоті. Об'єм водню, що при цьому утворився та відносна густина газу водню за повітрям становлять:

а) 22,4 л та 0,0689	в) 33,6 л та 0,0689
б) 33,6 л та 0,0625	г) 67,2 л та 0,0698

11. Оксид трьохвалентного елемента містить 31,58% кисню. Молярна маса еквівалентів, молярна маса та атомна маса елемента становлять:

а) 34,664 г/моль, 105 г/моль, 105	в) 32 г/моль, 96 г/моль, 96
б) 38,254 г/моль, 203 г/моль, 203	г) 17,332 г/моль, 51,997 г/моль, 51,997

12. При взаємодії 6,48 г трьохвалентного металу з кислотою виділяється 8,06 л водню (н.у.). Молярна маса еквівалентів металу, молярна маса та атомна маса металу становлять:

а) 18 г/моль, 54 г/моль, 54	в) 20 г/моль, 60 г/моль, 60
б) 9 г/моль, 27 г/моль, 27	г) 24 г/моль, 72 г/моль, 72

5.2. Тест з теми «Класи неорганічних речовин»

1. Вкажіть варіант, де всі три оксиди мають основні властивості:

а) SiO_2 , FeO , NiO	в) SnO , MgO , N_2O_3
б) Al_2O_3 , SO_2 , CaO	г) FeO , Cs_2O , HgO

2. Вкажіть варіант, де всі три оксиди мають кислотні властивості:

а) SiO_2 , CoO , NiO	в) SiO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3
б) Cr_2O_3 , BaO , N_2O_3	г) P_2O_5 , As_2O_5 , MgO

3. Вкажіть варіант, де всі три оксиди мають амфотерні властивості:

а) PbO , Cr_2O_3 , Al_2O_3	в) CdO , Na_2O , SeO_2
б) Al_2O_3 , BeO , MnO	г) SiO_2 , CoO , NiO

4. Які із наведених речовин реагують з хлоридною кислотою?

а) SiO_2	в) H_3PO_4
б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	г) AgNO_3

5. Які із наведених речовин реагують з розчином натрію гідроксиду?

а) CuO	в) CuSO_4
б) CO_2	г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

6. Ангідридом якої кислоти не є P_2O_5 :

а) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	в) H_3PO_3
б) H_3PO_4	г) HPO_3

7. Які із наведених речовин відносяться до пероксидів?

а) MnO_2	в) BaO_2
б) K_2O_2	г) SO_2

8. З якими із речовин реагує алюміній оксид?

а) H_2O	в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
б) NaCl	г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

9. Які із наведених сполук можна одержати безпосереднім розчиненням оксидів у воді?

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$	в) $\text{Al}(\text{OH})_3$
б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$	г) H_2SO_4

10. Вкажіть схеми реакцій, що реалізуються:

а) $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2$	в) $\text{FeS} + \text{K}_2\text{SO}_4$
б) $\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2$	г) $\text{AgCl} + \text{KNO}_3$

11. Яка сіль буде утворюватися при взаємодії 1 моль кальцію гідроксиду та 2 моль ортофосфатної кислоти:

а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
б) CaHPO_4	г) CaHPO_3

12. З якими із речовин взаємодія основної солі BeOHNO_3 приведе до утворення середньої солі $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$:

а) Na_2CO_3	в) N_2O_5
б) калію гідроксид	г) Na_2SO_4

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

- [1] Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Підручник. 4-е вид. / Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. — К.: Каравела, 2013. — 304 с.
- [2] Загальна та неорганічна хімія : [підруч. для студ. вищ. навч. закладів: У 2-х ч. — Ч. I] / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. — К.: Пед. преса, 2002. — 520 с.: іл.
- [3] Roberto Marquardt, Juris Meija, Zoltán Mester, Marcy Towns, Ron Weir, Richard Davis and Jürgen Stohner, “Definition of the mole (IUPAC Recommendation 2017)”, *Pure Appl. Chem.* 90(1), pp. 175-180 (2018), <https://doi.org/10.1515/pac-2017-0106>
- [4] Michael Stock, Richard Davis, Estefanía de Mirandés and Martin J T Milton. The revision of the SI—the result of three decades of progress in metrology // *Metrologia*. — 2019. — Vol. 56, № 022001. — doi:10.1088/1681-7575/ab0013
- [5] Хімія: підручник для студентів вищих навчальних закладів / [Шульгін В. Ф., Слободяник М. С., Павленко В. О. та ін.]. — Харків: Фоліо, 2014. — 958 с.: іл.
- [6] Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навч. посіб. / Михалічко Б. М. — К.: Знання, 2009. — 548 с.
- [7] Загальна хімія. Навч.-метод. посіб. для студ. ф-тів природн. спец. ун-тів / П. В. Вакулюк, Л. К. Забава, Н. М. Бабич, А. Ф. Бурбан. - К.: НаУКМА, 2015. - 268 с.
- [8] IUPAC. Compendium of Chemical Terminology, 2nd ed. (the "Gold Book"). Compiled by A. D. McNaught and A. Wilkinson. Blackwell Scientific Publications, Oxford (1997). Online version (2019-) created by S. J. Chalk. ISBN 0-9678550-9-8. <https://doi.org/10.1351/goldbook> URL: https://dev.goldbook.iupac.org/files/pdf/green_book_2ed.pdf

Таблиця А.1. Короткоперіодний варіант таблиці Д.І. Менделєєва

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H ¹ 1,0079 Водень Гідроген							He ² 4,0026 Гелій					
2	Li ³ 6,941 Літій	Be ⁴ 9,012 Берилій	B ⁵ 10,811 Бор	C ⁶ 12,011 Вуглець Карбон	N ⁷ 14,007 Азот Нітроген	O ⁸ 15,999 Кисень Оксиген	F ⁹ 18,998 Фтор Флюор	Ne ¹⁰ 20,178 Неон					
3	Na ¹¹ 22,990 Натрій	Mg ¹² 24,305 Магній	Al ¹³ 26,982 Алюміній	Si ¹⁴ 28,086 Силіцій	P ¹⁵ 30,974 Фосфор	S ¹⁶ 32,066 Сірка Сульфур	Cl ¹⁷ 35,453 Хлор	Ar ¹⁸ 39,948 Аргон					
4	K ¹⁹ 39,098 Калій	Ca ²⁰ 40,078 Кальцій	21 Sc 44,956 Скандій	22 Ti 47,867 Титан	23 V 50,942 Ванадій	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,938 Манган	26 Fe 55,847 Залізо Ферум	27 Co 58,933 Кобальт	28 Ni 58,693 Нікель Нікол			
	29 Cu 63,546 Мідь Купрум	30 Zn 65,409 Цинк	31 Ga 69,723 Галій	32 Ge 72,64 Германій	33 As 74,922 Арсен	34 Se 78,904 Селен	35 Br 79,904 Бром	36 Kr 83,798 Криптон					
5	Rb ³⁷ 85,468 Рубідій	Sr ³⁸ 87,62 Стронцій	39 Y 88,906 Ітрій	40 Zr 91,224 Цирконій	41 Nb 92,906 Ніобій	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технецій	44 Ru 101,07 Рутеній	45 Rh 102,91 Родій	46 Pd 106,42 Паладій			
	47 Ag 107,87 Срібло Аргентум	48 Cd 112,411 Кадмій	49 In 114,82 Індій	50 Sn 118,71 Олово Станум	51 Sb 121,76 Стибій	52 Te 127,60 Телур	53 I 126,90 Йод	54 Xe 131,29 Ксенон					
6	Cs ⁵⁵ 132,91 Цезій	Ba ⁵⁶ 137,33 Барій	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафній	73 Ta 180,95 Тантал	74 W 183,84 Вольфрам	75 Re 186,21 Реній	76 Os 190,23 Осмій	77 Ir 192,22 Іридій	78 Pt 195,08 Платина			
	79 Au 196,97 Золото Аурум	80 Hg 200,59 Ртуть Меркурій	81 Tl 204,38 Талій	82 Pb 207,2 Свинець Плюмбум	83 Bi 208,98 Бісмут	84 Po [209] Полоній	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон					
7	Fr ⁸⁷ [223] Францій	Ra ⁸⁸ [226] Радій	89 Ac** [227] Актиній	104 Rf [267] Резерфорд- ій	105 Db [268] Дубній	106 Sg [271] Сіборгій	107 Bh [267] Борій	108 Hs [269] Гасій	109 Mt [276] Майтнерій	110 Ds [281] Дармштат- тій			
	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперницій	113 Nh [284] Ніхоній	114 Fl [289] Флеровій	115 Mc [288] Московій	116 Lv [293] Ліверморій	117 Ts [294] Теннессин	118 Og [294] Оганесон					
*Лантаноїди													
58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,91 Празео- дим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [145] Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,93 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрозій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій
**Актиноїди													
90 Th [232] Торій	91 Pa [231] Протакти- ній	92 U [238] Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [244] Плутоній	95 Am [243] Америцій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Берклій	98 Cf [251] Каліфор- ній	99 Es [252] Ейнштей- ній	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделе- вій	102 No [259] Нобелій	103 Lr [260] Лоуренсій

Таблиця А.2. Довгоперіодний варіант таблиці Д.І.Менделєєва

	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
*Лантаноїди																		
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
**Актиноїди																		
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

Таблиця Б.1. Значення відносних електронегативностей елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1	H 2,20							He —					
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne —					
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar —					
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91			
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3,00					
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20			
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,60					
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28			
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2					
7	Fr 0,79	Ra 0,9	Ac** 1,1	Rf —	Db —	Sg —	Bh —	Hs —	Mt —	Ds —			
	Rg —	Cn —	Nh —	Fl —	Mc —	Lv —	Ts —	Og —					
*Лантаноїди													
Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,1	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,1	Lu 1,27
**Актиноїди													
Th 1,3	Pa 1,5	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,13	Cm 1,28	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3	Lr 1,3

Таблиця В.1. Розчинність кислот, основ та солей у воді

Іони	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	-	Р	Р
NH ₄ ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	-	Р
Na ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ag ⁺	-	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Н	М	Н	Н	М
Mg ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Р	-	М	Р	Г	Н	Р
Ca ²⁺	Р	М	Р	Р	Р	Р	-	Н	М	Н	Н	Р
Ba ²⁺	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Р
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Г	Н	Р
Fe ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Г	Н	Р
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Р	Н	-	Р	Г	Г	Р
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Г	Г	Р
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	М	Р	Н	~	Р	-	Н	-
Pb ²⁺	Н	М	М	М	М	Р	Н	Н	Н	Г	Н	Р
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Р	-	~	Р	-	Н	Р
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Р	-	~	Р	-	М	Р
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	Р	-	-	Р	-	М	Р

Р — сполука добре розчиняється у воді ($\geq 0,1$ моль/л)

М — сполука малорозчинна у воді ($0,1 - 0,001$ моль/л)

Н — сполука практично нерозчинна у воді ($\leq 0,001$ моль/л)

- — сполука не існує, відома тільки в розведених розчинах (розкладається)
або практично повністю гідролізує

Г — осаджуються продукти часткового гідролізу

~ — немає достовірних даних про розчинність

Таблиця Г.1. Значення стандартних ентальпій утворення, енергій Гіббса утворення та стандартних ентропій деяких речовин за 298,15К

Речовина	ΔH_f^0 , кДж/моль	ΔG_f^0 , кДж/моль	S^0 , Дж/(моль·К)
1	2	3	4
As _(т)	0	0	35
AsH _{3(г)}	66	69	223
B _(т)	0	0	6
BCl _{3(г)}	-404	-389	290
B ₂ H _{6(г)}	36	88	232
BaO _(т)	-548	-520	72
BaCO _{3(т)}	-1213	-1134	112
Br _{2(г)}	31	3	246
Br _{2(р)}	0	0	152
C _(т) графіт	0	0	6
CH _{4(г)}	-75	-51	186
CO _(г)	-111	-137	198
COCl _{2(г)}	-219	-205	284
CO _{2(г)}	-394	-394	214
C ₂ H _{6(г)}	-84	-33	229
C ₃ H _{8(г)}	-104	-24	270
Ca _(т)	0	0	42
Ca(OH) _{2(т)}	-985	-898	83
CdCl _{2(т)}	-392	-344	115
CdO _(т)	-258	-229	55
CeO _{2(т)}	-1089	-1025	62
Ce ₂ O _{3(т)}	-1796	-1706	151
CoO _(т)	-238	-214	53
Co ₃ O _{4(т)}	-891	-774	103
CrCl _{2(т)}	-395	-356	115
CrCl _{3(т)}	-557	-486	123
Cu _(т)	0	0	33

Продовження табл. Г.1.			
1	2	3	4
$\text{CuCl}_{(т)}$	-137	-120	86
$\text{CuCl}_{2(т)}$	-220	-176	108
$\text{CuO}_{(т)}$	-157	-130	43
$\text{Cu}_2\text{O}_{(т)}$	-169	-146	93
$\text{Cl}_{2(г)}$	0	0	223
$\text{ClO}_{2(г)}$	103	121	257
$\text{Cl}_2\text{O}_{(г)}$	80	98	266
$\text{FeCl}_{2(т)}$	-342	-302	118
$\text{FeCl}_{3(т)}$	-400	-334	142
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)}$	-824	-742	87
$\text{Fe}_3\text{O}_{4(т)}$	-1118	-1015	146
$\text{H}_{2(г)}$	0	0	131
$\text{H}_3\text{BO}_{3(т)}$	-1094	-969	90
$\text{HCl}_{(г)}$	-92	-95	187
$\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-242	-229	189
$\text{H}_2\text{O}_{(п)}$	-286	-237	70
$\text{H}_2\text{O}_{2(п)}$	-188	-120	110
$\text{H}_3\text{PO}_{4(п)}$	-1272	-1124	151
$\text{H}_2\text{S}_{(г)}$	-21	-33	206
$\text{H}_2\text{SO}_{4(п)}$	-814	-690	157
$\text{K}_{(т)}$	0	0	65
$\text{KBr}_{(т)}$	-394	-381	96
$\text{KBrO}_{3(т)}$	-360	-271	149
$\text{KBrO}_{4(т)}$	-288	-174	170
$\text{KCl}_{(т)}$	-437	-409	83
$\text{KClO}_{3(т)}$	-398	-296	143
$\text{KClO}_{4(т)}$	-433	-303	151
$\text{KOH}_{(т)}$	-425	-379	81
$\text{MnO}_{(т)}$	-385	-363	60
$\text{Mn}_3\text{O}_{4(т)}$	-1388	-1283	156
$\text{Mn}_2\text{O}_{3(т)}$	-959	-881	111
$\text{MnO}_{2(т)}$	-520	-465	53

Продовження табл. Г.1.			
1	2	3	4
$\text{Mn}_2\text{O}_{7(\text{p})}$	-726	-544	171
$\text{N}_{2(\text{r})}$	0	0	192
$\text{NH}_{3(\text{r})}$	-46	-16	193
$\text{N}_2\text{H}_{4(\text{p})}$	51	149	121
$\text{NO}_{(\text{r})}$	91	88	211
$\text{NO}_{2(\text{r})}$	33	51	240
$\text{NOBr}_{(\text{r})}$	82	82	274
$\text{NOCl}_{(\text{r})}$	52	66	262
$\text{N}_2\text{O}_{3(\text{r})}$	87	142	315
$\text{Na}_{(\text{т})}$	0	0	51
$\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{т})}$	-1131	-1044	135
$\text{NaHCO}_{3(\text{т})}$	-951	-851	102
$\text{NaOH}_{(\text{т})}$	-426	-380	64
$\text{O}_{2(\text{r})}$	0	0	205
$\text{O}_{3(\text{r})}$	143	163	239
$\text{P}_{\text{т}}$	0	0	41
$\text{PCl}_{3(\text{r})}$	-287	-268	312
$\text{PCl}_{3(\text{p})}$	-320	-272	217
$\text{PCl}_{5(\text{r})}$	-375	-305	365
$\text{PH}_{3(\text{r})}$	5	14	210
$\text{PbO}_{(\text{т})}$	-219	-189	67
$\text{Pb}_3\text{O}_{4(\text{т})}$	-718	-601	211
$\text{PbS}_{(\text{т})}$	-100	-99	91
$\text{PbSO}_{4(\text{т})}$	-920	-813	149
$\text{S}_{(\text{т})}$	0	0	32
$\text{SO}_{2(\text{r})}$	-297	-300	248
$\text{SO}_{3(\text{r})}$	-396	-371	257
$\text{Si}_{(\text{т})}$	0	0	19
$\text{SiH}_{4(\text{r})}$	34	57	205
$\text{SiCl}_{4(\text{r})}$	-657	-617	331
$\text{SiO}_{2(\text{т})}$	-911	-856	42

Продовження табл. Г.1.			
1	2	3	4
$V_2O_{3(T)}$	-1218	-1139	98
$VO_{2(T)}$	-713	-659	52
$V_2O_{5(T)}$	-1551	-1420	131

Додаток Д

Таблиця Д.1. Довжини зв'язків та валентні кути у деяких молекулах

Молекула	Довжини зв'язків та валентні кути
H_2O	$\ell(O-H) = 95,75 \text{ пм}; \angle HOH = 104,51^\circ$
H_2S	$\ell(S-H) = 133,56 \text{ пм}; \angle HSH = 92,12^\circ$
H_2Se	$\ell(Se-H) = 146 \text{ пм}; \angle HSeH = 91^\circ$
H_2Te	$\ell(Te-H) = 169 \text{ пм}; \angle HTeH = 90^\circ$
NH_3	$\ell(N-H) = 101,2 \text{ пм}; \angle HNH = 106,7^\circ$
PH_3	$\ell(P-H) = 142,0 \text{ пм}; \angle HPH = 93,345^\circ$
AsH_3	$\ell(As-H) = 151,1 \text{ пм}; \angle HAsH = 92,1^\circ$
SbH_3	$\ell(Sb-H) = 170,4 \text{ пм}; \angle HSbH = 91,6^\circ$
SCl_2	$\ell(S-Cl) = 200,6 \text{ пм}; \angle ClSCl = 103,0^\circ$
OF_2	$\ell(O-F) = 140,53 \text{ пм}; \angle FOF = 103,07^\circ$
NF_3	$\ell(N-F) = 137 \text{ пм}; \angle FNF = 102,5^\circ$
NCl_3	$\ell(N-Cl) = 175,9 \text{ пм}; \angle ClNCl = 107,1^\circ$
$AsCl_3$	$\ell(As-Cl) = 216,5 \text{ пм}; \angle ClAsCl = 98,6^\circ$
$AsBr_3$	$\ell(As-Br) = 232,4 \text{ пм}; \angle BrAsBr = 99,6^\circ$
PCl_3	$\ell(P-Cl) = 203,9 \text{ пм}; \angle ClPCl = 100,27^\circ$
PBr_3	$\ell(P-Br) = 222,0 \text{ пм}; \angle BrPBr = 101,0^\circ$
PI_3	$\ell(P-I) = 243 \text{ пм}; \angle IPI = 102^\circ$
CH_3OH	$\ell(C-O) = 142 \text{ пм}; \ell(O-H) = 95,6 \text{ пм}; \ell(C-H) = 109 \text{ пм}; \angle HOC = 108,9^\circ$
Cl_2O	$\ell(O-Cl) = 169,59 \text{ пм}; \angle ClOCl = 110,89^\circ$

Таблиця Е.1. Стандартні рівноважні електродні потенціали деяких систем за $T = 298,15\text{K}$

Електродна напівреакція	$\varphi^\circ, \text{В}$
1	2
$\text{Li}^+ + e \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,040
$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons \text{K}$	-2,931
$\text{Ba}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,912
$\text{Ca}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,868
$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,372
$\text{Al}(\text{OH})_4^- + 3e \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,238
$\text{Al}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,662
$\text{Mn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,185
$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \quad (\text{pH} = 14)$	-0,828
$\text{Zn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,762
$\text{Cr}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
$\text{S} + 2e \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,476
$\text{Fe}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,447
$2\text{H}_2\text{O} + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \quad (\text{pH} = 7)$	-0,413
$\text{Cr}^{3+} + e \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,407
$\text{Cd}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
$\text{Co}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
$\text{Ni}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,257
$\text{Sn}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,138
$\text{Pb}^{2+} + 2e \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3e \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,037
$2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 8e \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + 8\text{OH}^-$	0,05
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$	0,142
$\text{Sn}^{4+} + 2e \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	0,151
$\text{AgCl} + e \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	0,268
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,30

Продовження табл.Е.1.	
1	2
$O_2 + 2H_2O + 4e \rightleftharpoons 4OH^-$	0,401
$I_2 + 2e \rightleftharpoons 2I^-$	0,536
$MnO_4^- + e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0,558
$2HgCl_2 + 2e \rightleftharpoons Hg_2Cl_2 \downarrow + 2Cl^-$	0,630
$O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2O_2$	0,695
$Fe^{3+} + e \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,771
$NO_3^- + 2H^+ + e \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	0,79
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	0,800
$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	0,851
$NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,957
$Br_2 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$	1,087
$2NO_3^- + 10H^+ + 8e \rightleftharpoons N_2O + 5H_2O$	1,12
$2IO_3^- + 12H^+ + 10e \rightleftharpoons I_2 + 6H_2O$	1,195
$MnO_2 + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons Mn^{2+} + H_2O$	1,224
$O_2 + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,229
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,232
$Cl_2 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,358
$2BrO_3^- + 12H^+ + 10e \rightleftharpoons Br_2 + 6H_2O$	1,482
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	1,498
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 2H_2O$	1,679
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2H_2O$	1,776
$S_2O_8^{2-} + 2e \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	2,01
$O_3 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons O_2 + H_2O$	2,076
$F_2 + 2e \rightleftharpoons 2F^-$	2,866

**Таблиця Е.2. Стандартні енергії Гіббса утворення деяких іонів за
Т = 298,15К у водних розчинах**

Іон	ΔG_f^0 , кДж/моль	Іон	ΔG_f^0 , кДж/моль
Ag^+	77	Fe^{2+}	-79
Al^{3+}	-485	Mg^{2+}	-455
Bi^{3+}	83	Mn^{2+}	-228
Cd^{2+}	-78	Ni^{2+}	-46
Co^{2+}	-54	Pb^{2+}	-24
Cr^{3+}	-223	Sn^{2+}	-28
Cu^{2+}	66	Zn^{2+}	-147