
С. В. Ткаченко

ХІМІЯ

З ОСНОВАМИ ГЕОХІМІЇ

Навчально-методичний посібник

для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальності 014 Середня освіта. Географія



Національний університет
«Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка

С. В. Ткаченко

ХІМІЯ

З ОСНОВАМИ ГЕОХІМІЇ

Навчально-методичний посібник

для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальності 014 Середня освіта. Географія

**Чернігів
2020**

УДК 54 : 550.4 (075.8)

Т 48

Укладач – к. б. н., доцент кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка *С.В. Ткаченко*

Рецензенти:

Суховєєв Володимир Володимирович – доктор хімічних наук, професор кафедри хімії та фармації Ніжинського державного університету імені Миколи Гоголя.

Грузнова Світлана Вікторівна – кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії, технологій та фармації Національного університету «Чернігівський колегіум» імені Т.Г. Шевченка

Ткаченко С.В.

Т 48 **Хімія з основами геохімії.** Навчально-методичний посібник для самостійної та аудиторної роботи здобувачів першого рівня вищої освіти за спеціальності 014 Середня освіта. Географія / С.В. Ткаченко. – Чернігів: НУЧК, 2020. – 108 с.

УДК 54 : 550.4 (075.8)

Посібник складено для студентів університетів, які навчаються за освітньо-професійною програмою Середня освіта (Географія). Посібник включає теоретичну та експериментальну частини основних розділів загальної хімії, основ геохімії, а також розглянуто хімічні властивості металів та неметалів. Приведено приклади розв'язання типових завдань та завдання для самопідготовки, в тому числі розрахункові задачі та наведено багатоваріантні завдання.

Навчально-методичний посібник підготовлено для вивчення студентами предмету «Хімія з основами геохімії» спеціальності 014 Середня освіта. Географія, але також може бути використаний і студентами інших нехімічних спеціальностей.

Затверджено вченою радою
Національного університету «Чернігівський колегіум»
імені Т.Г. Шевченка (Протокол № 1 від 31 серпня 2020 р.)

© С.В Ткаченко, 2020

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	6
ПРАВИЛА ПОВОДЖЕННЯ З РЕАКТИВАМИ ТА ОБЛАДНАННЯМ.....	7
ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ РОБІТ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ОФОРМЛЕННЯ ЇХ РЕЗУЛЬТАТІВ.....	8
ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК	9
ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ.....	23
БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК	36
РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ	50
ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	57
ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ	67
ОСНОВИ ГЕОХІМІЇ. ГЕОХІМІЧНІ КЛАСИФІКАЦІЇ ЕЛЕМЕНТІВ. РОЗПОВСЮДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ЗЕМНІЙ КОРИ.....	75
КЛАРКИ ЗЕМНОЇ КОРИ	78
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ЕЛЕМЕНТИ IV-А ТА VI-А ГРУПИ ГРУПИ. КАРБОН І СИЛІЦІЙ. СУЛЬФУР.....	82
СПОСОБИ ЗОБРАЖЕНЬ ФОРМУЛ СИЛІКАТІВ.....	88
ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ	93
СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ.....	100
ДОДАТОК	101

ПЕРЕДМОВА

Навчально-методичний посібник «Хімія з основами геохімії» складено для здобувачів першого рівня вищої освіти, які навчаються за освітньо-професійною програмою бакалавра середньої освіти (Географія). Метою даного курсу є опанування студентами основ загальної, неорганічної та основ геохімії, набуття вмінь використовувати отримані теоретичні знання для осмислення

важливих хімічних процесів, що відбуваються в природі, визначення зв'язку між хімією, геохімією та ландшафтом, набуття базової хімічної підготовки для наступного вивчення спецдисциплін у галузі географії.

В посібнику розглянуто основні розділи загальної хімії, зокрема «Основні класи неорганічних сполук», «Основні поняття і закони хімії. Стехіометричні розрахунки», «Будова атома. Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Хімічний зв'язок», «Розчини. Способи вираження кількісного складу розчинів», «Теорія електролітичної дисоціації. Реакції в розчинах електролітів», «Основи електрохімії. Окисно-відновні реакції». А також посібник включає основи геохімії та основні хімічні властивості неметалів та металів.

Посібник містить правила з техніки безпеки у хімічній лабораторії, правила поводження з реактивами та обладнанням та правила виконання робіт та оформлення їх результатів. Посібник містить теоретичну матеріал, який передує експериментальній частині, значно поглиблює знання студентів з проблеми, що вивчається. У деяких випадках такий матеріал студентам складно знайти самостійно. Для перевірки рівня засвоєння матеріалу в кожній темі є тестові завдання.

Навчальний посібник містить приклади виконання типових завдань та завдання для самопідготовки. Особливістю цих завдань є те, що студент для їх виконання має самостійно опрацювати як хімічну та геохімічну літературу, так і літературу із суміжних галузей знань – геології, географії, аналітичної хімії. Це посилює між предметні зв'язки, забезпечує більш глибоке осмислення

матеріалу. Посібник включає багатоваріантні завдання, призначені для перевірки викладачем індивідуальної теоретичної підготовки студентів.

Оцінювання студентів на лабораторних заняттях здійснюється за вимогами кредитно-модульної системи, якою передбачено виставлення рейтингових балів за роботу на занятті та виконання самостійних завдань поза аудиторної роботи. Загальна кількість набраних рейтингових балів за всі форми звітності є допуском до заліку з дисципліни.

Навчальний посібник призначений для початкового системного вивчення курсу «Хімія з основами геохімії» та може бути використаний і студентами інших нехімічних спеціальностей.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

■ Всі досліди з отруйними, леткими, легкозаймистими речовинами і речовинами із специфічним запахом проводять у витяжній шафі.

■ Забороняється нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посудини. При необхідності газ нюхають обережно, злегка направляючи рукою потік повітря від посудини до себе.

■ Забороняється залишати без догляду працююче електричне та газове обладнання.

■ При наливанні рідин, а також при підігріванні посудини з рідиною забороняється нахилитися над нею або спрямовувати її отвір на інших людей, щоб уникнути попадання крапель рідини на обличчя або одяг. Якщо на обличчя або руки потрапляють краплі рідини, потрібно негайно змити їх водою і витерти ганчіркою. Краплі концентрованої кислоти необхідно змити великою кількістю води, після чого промити ушкоджені місця слабким розчином соди. Луг потрібно змивати водою доти, доки шкіра, на яку він потрапив, не перестане бути слизькою.

■ У разі загоряння в лабораторії користуються вогнегасником. Для гасіння бензину, спирту або ефіру слід користуватись піском, засипаючи ним полум'я. У випадку термічного опіку (полум'ям пальника або гарячими предметами) обпалене місце потрібно змочити міцним розчином перманганату калію так, щоб шкіра стала бурою, або прикласти вату, змочену рідиною від опіків. При сильних опіках необхідно негайно звернутися до лікаря.

■ У хімічній лабораторії категорично забороняється приймати їжу, палити, пробувати будь-що на смак, влаштовувати гармидер.

■ Після закінчення роботи у лабораторії необхідно упевнитись, що газове, нагрівальне, вимірювальне чи інше електричне обладнання вимкнено.

ПРАВИЛА ПОВОДЖЕННЯ З РЕАКТИВАМИ ТА ОБЛАДНАННЯМ

■ Розчини та сухі реактиви необхідно зберігати у скляному посуді (склянках, банках), закритому скляними (притертими), гумовими або корковими пробками. Всі склянки з реактивами необхідно тримати закритими і відкривати їх тільки на час використання. Закриваючи склянки, не можна плутати корки, інакше реактиви забруднюються і стають непридатними для використання.

■ На всіх склянках з реактивами завжди повинні бути етикетки з назвою речовини або хімічною формулою. Для розчинів повинна бути зазначена їх концентрація. Реактиви у склянках без етикеток підлягають вилученню і знищенню.

■ Не дозволяється переносити реактиви загального користування на свої робочі місця.

■ Якщо немає вказівки щодо дозування реактивів, потрібно брати їх для роботи у найменшій кількості, а саме: сухої речовини – у кількості, що закриває дно пробірки, а розчину не більше 1–2 мл. Залишки реактивів не можна висипати або виливати назад у посуд, з якого їх було взято. Після використання реактиву банку чи склянку необхідно одразу закрити пробкою і поставити на місце.

■ Сухі реактиви потрібно брати чистими і сухими роговими, фарфоровими, металевими ложками або лопатками (шпателями); після використання необхідно їх ретельно витерти (краще фільтрувальним папером).

■ Наливаючи рідину із склянки, останню потрібно тримати етикеткою догори, щоб краплі реактиву у разі стікання по склянці не могли потрапити на етикетку і поспувати її. Практично під час відбору рідкого реактиву склянку необхідно брати етикеткою в долоню, останню краплину рідини знімати об край посудини, у яку наливають реактив. Під час користування піпеткою її потрібно ретельно вимити перед тим, як взяти реактив з іншої склянки.

■ При розбавленні концентрованої кислоти (особливо сульфатної) її потрібно вливати у воду, а не навпаки.

■ Залишки розчинів, що містять отруйні речовини, не дозволяється виливати в каналізацію; їх необхідно зливати у спеціальні склянки.

ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ РОБІТ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ ТА ОФОРМЛЕННЯ ЇХ РЕЗУЛЬТАТІВ

Під час проведення лабораторних робіт необхідно дотримуватися всіх заходів безпеки, наведених у спеціальній інструкції та методичних вказівках.

До початку занять необхідно ознайомитися з темою заняття за методичними вказівками, підручниками та конспектом лекцій. Перед виконанням лабораторної роботи слід уважно прочитати її опис, з'ясувати незрозумілі питання у викладача, підготувати все необхідне для проведення практичних робіт, і тільки після цього приступати до їх виконання.

Під час виконання робіт у хімічній лабораторії необхідно використовувати спеціальний одяг – лабораторний халат. На робочому місці необхідно підтримувати чистоту та порядок, не дозволяється захарашувати його непотрібними предметами.

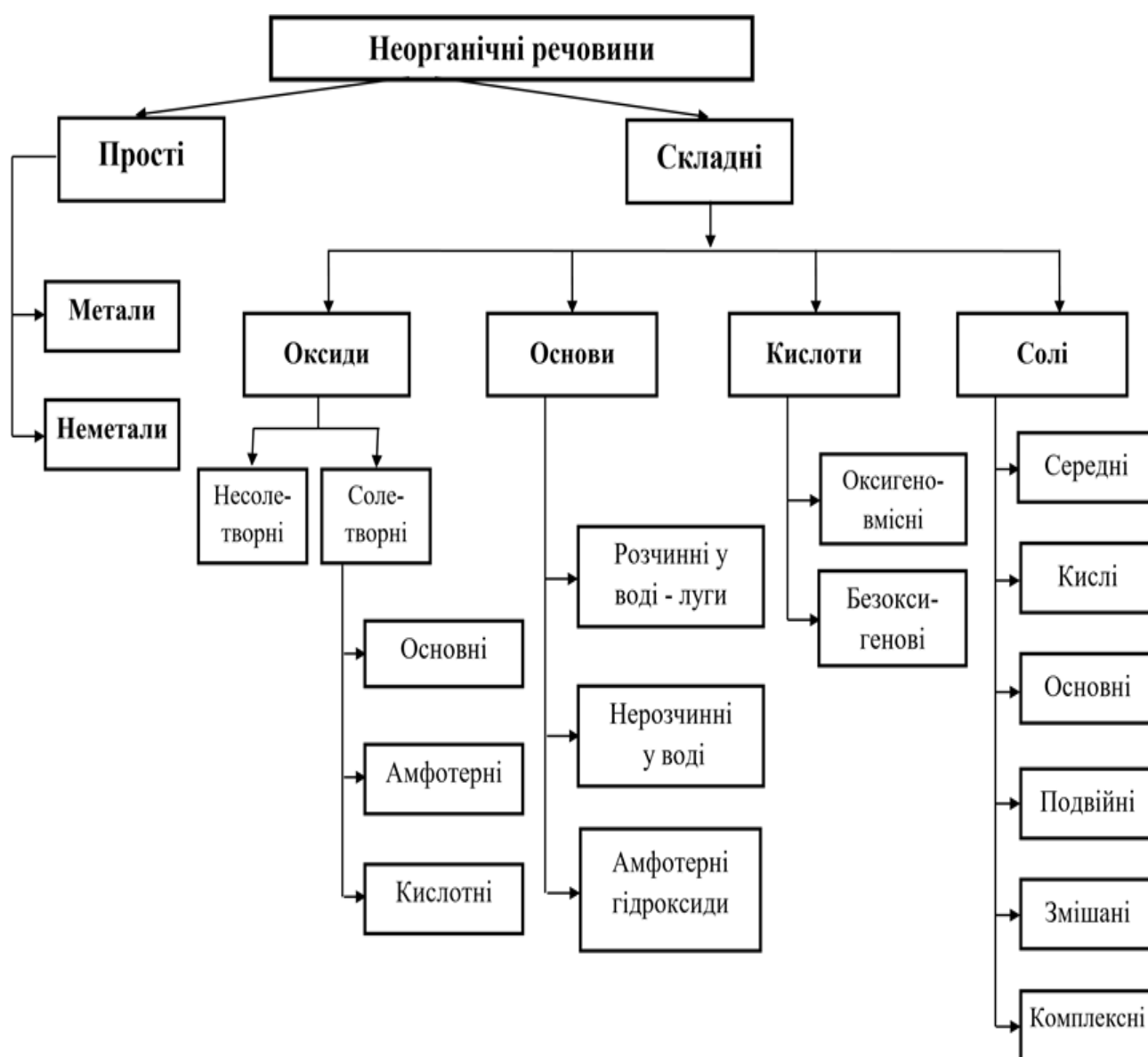
Для виконання кожної лабораторної роботи до її початку в лабораторному журналі записується її назва, дата виконання, опис експериментальної частини, наводяться малюнки та схеми необхідного обладнання. Під час виконання лабораторної роботи до цього додаються спостереження, відповідні рівняння реакцій, необхідні розрахунки і висновки. Лабораторна робота вважається виконаною тільки після її захисту перед викладачем в індивідуальному порядку.

Методичні вказівки, підручники та лабораторний журнал під час виконання роботи слід оберігати від попадання на них розчинів кислот, лугів, солей тощо. Забороняється ставити склянки з реактивами на книжки та журнали.

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Теоретична частина

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є оксиди, основи, кислоти та солі:



Поняття	Визначення
Оксиди	Бінарні сполуки Оксигену з іншими елементами, у яких Оксиген проявляє ступінь окиснення – 2. K_2O, SO_3, Al_2O_3, ZnO
Основи	Сполуки, до складу яких входять катіон металу і гідроксильні групи (OH^-).
Амфотерні гідроксиди	Сполуки, що проявляють властивості і основ, і кислот. $Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O;$ $Zn(OH)_2 + NaOH_{(тв.)} \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + 2H_2O;$ $Zn(OH)_2 + NaOH_{(р-н)} = Na_2[Zn(OH)_4]$
Кислоти	Сполуки, які містять катіони Гідрогену і кислотні залишки. За хімічним складом кислотних залишків кислоти класифікують на оксигеновмісні і безоксигенові. Розчинні кислоти дисоціюють у воді: $HClO_4 = H^+ + ClO_4^-;$ $HBr = H^+ + Br^-$
Солі	Продукти взаємодії кислот і основ.
Середні солі	Солі, які містять катіон металу та кислотний залишок. Na_3PO_4 (натрій фосфат), K_2CO_3 (калій карбонат)
Кислі солі	Солі, до складу кислотних залишків яких входять катіони Гідрогену. NaH_2PO_4 (натрій дигідрогенфосфат), $KHCO_3$ (калій гідрогенкарбонат)
Основні солі	Солі, до складу катіонів яких входять гідроксид-іони. $(CuOH)_2CO_3$ (дикупрум дигідроксид карбонат), $MgOHCl$ (магній гідроксид хлорид)

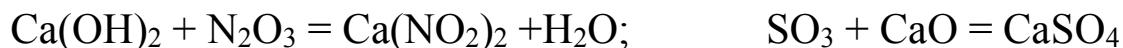
■■■➔Оксиди

За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні. Солетворні в свою чергу поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основними оксидами називаються оксиди, гідрати яких є основними. До основних оксидів належать оксиди металів (не всі): $Li_2O, Na_2O, K_2O, MnO, CrO, BaO, CaO$ та інші. Основні оксиди здатні

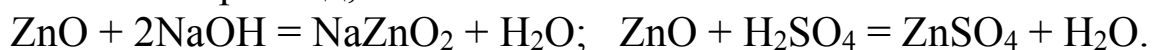
реагувати з ангідридами кислот та кислотами і не реагують з основними оксидами та основами.

Кислотними оксидами називаються оксиди, які з водою утворюють кислоти. Тому кислотні оксиди часто називають ангідридами кислот. До кислотних оксидів належать V_2O_5 , CrO_3 , MnO_3 , SO_3 , CO_2 тощо. Кислотні оксиди не взаємодіють між собою і з кислотами, вступають у реакції з основними оксидами та основами. Наприклад:



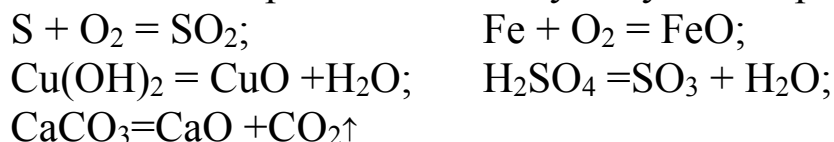
В результаті таких реакцій утворюються солі.

Амфотерні оксиди одночасно виявляють властивості кислотних і основних оксидів: у разі дії на них кислот або ангідридів вони ведуть себе як основні, а в разі дії основних оксидів або основ як кислотні. Наприклад,



До амфотерних оксидів належать: Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 , BeO , SnO , SnO_2 тощо. Амфотерні оксиди у воді не розчиняються.

Найпростіші *оксиди добувають* безпосереднім окисненням елементів киснем, термічним розкладанням основ, кислот і солей, які містять Оксиген. Прикладами можуть бути такі реакції:



Назви оксидів утворюють двома способами:

- За допомогою числових префіксів (1 – моно; 2 – ди; 3 – три; 4 – тетра; 5 – пента; 6 – гекса; 7 – гепта; 8 – окта; 9 – нона; 10 – дека).
- Вказуючи ступінь окиснення елемента у формі катіона.

Спочатку називають катіон, а потім подають назву аніона – оксид: Sb_2O_3 – стибій(III) оксид або дистибій триоксид; N_2O_5 – нітроген(V) оксид або динітроген пентаоксид; SiO_2 – силіцій(IV) оксид або силіцій діоксид; Cr_2O_3 – хром(III) оксид або дихром триоксид.

Якщо елемент має єдину валентність (утворює лише один оксид), то назва його може складатися лише з назви елемента та слова «оксид»

BaO барій оксид;

K_2O калій оксид

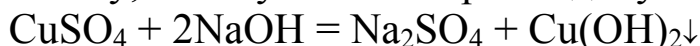
■ ■ ■ ➔ Основи

Число гідроксильних груп у формульній одиниці основи відповідає валентності металу і визначає кислотність основи. Наприклад, NaOH – однокислотна основа; Ca(OH)₂ – двокислотна основа. Основи, які добре розчиняються у воді, називаються *лугами* (LiOH, KOH, NaOH, Sr(OH)₂, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂).

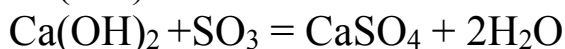
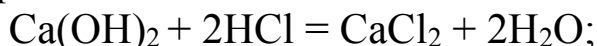
Назви основ утворюють з назви катіона і слова «гідроксид», вказуючи ступінь окиснення елементу:

Fe(OH)₂ – ферум(II) гідроксид або ферум дигідроксид,
Fe(OH)₃ – ферум(III) гідроксид, або ферум тригідроксид

Нерозчинні основи добувають дією розчинних основ на солі того металу, основу якого потрібно добути:



Основи взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами з утворенням солей:



■ ■ ■ ➔ Кислоти

За кількістю атомів Гідрогену у кислоті визначається основність кислоти: HCl – одноосновна кислота, H₂SO₄ – двоосновна кислота, H₃PO₄ – трьохосновна тощо.

Можливі два варіанти назв кислот: за аніонами з додаванням суфікса -на і слова кислота і координаційний: кількість іонів гідрогену вказується за допомогою чисельних множників дигідроген, тригідроген та координаційної назви аніону.

Назва одноелементного аніона (тобто такого, що утворений лише одним елементом) походить від назви цього елемента з додаванням суфікса -ид (-ід): (Cl⁻-хлорид; S²⁻ – сульфід).

Назва багатоелементних аніонів походить від назви центрального атома з додаванням суфікса -ат, перед яким називають інші атоми (звичайно- це Оксиген), вказуючи їх кількість за допомогою множних префіксів.

Наприклад: SO₃²⁻ – триоксосульфат; SO₄²⁻ – тетраоксосульфат

H_2SO_4 – сульфатна кислота, дигідроген сульфат, дигідроген тетраоксосульфат;

H_2SO_3 – сульфитна кислота, дигідроген сульфит, дигідроген триоксосульфат;

H_2S -сульфідна кислота, дигідроген сульфідна кислота, дигідроген сульфід;

HCN – ціанідна кислота, гідроген ціанідна кислота, гідроген ціанід;

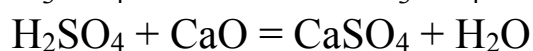
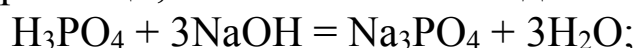
HMnO_4 – перманганатна кислота, гідроген тетраоксоманганат.

Складні аніони можна називати за вже відомою і звичною аніонною номенклатурою, за якою певному аніонові відповідає одна назва:

Формула	Назва	Формула	Назва
NO_2^-	нітрит	CrO_4^{2-}	хромат
NO_3^-	нітрат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат
SO_3^{2-}	сульфіт	AsO_4^{3-}	арсенат
SO_4^{2-}	сульфат	MnO_4^-	перманганат
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	тіосульфат	MnO_4^{2-}	манганат
PO_4^{3-}	фосфат (ортофосфат)	SCN^-	роданід
PO_3^-	метафосфат	SCO^-	ціанат
CO_3^{2-}	карбонат	AlO_3^{3-}	алюмінат
SiO_3^{2-}	силікат	FeO_4^{2-}	ферат
Cl^-	хлорид	O_2^{2-}	пероксид
ClO^-	гіпохлорит	S_2^{2-}	персульфід
ClO_2^-	хлорит	CN^-	ціанід
ClO_3^-	хлорат	I^-	йодид
ClO_4^-	перхлорат	IO_3^-	йодат

Хімічні властивості кислот

1. Кислоти реагують з основами, вступаючи в реакцію нейтралізації, і з основними оксидами. Наприклад:



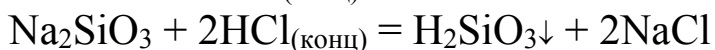
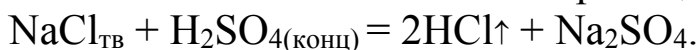
2. Водні розчини розбавлених кислот реагують з металами, які стоять в ряду активностей лівіше Гідрогену, з витісненням H_2 та з утворенням солей. Наприклад: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$

Способи одержання кислот

1. Взаємодія ангідридів кислот з водою. Наприклад:



3. Взаємодія солей з кислотами. Діючи на розчинні солі сильними кислотами (як правило сульфатною), одержують слабкі, нерозчинні або летючі кислоти. Наприклад:



4. Синтез із простих речовин. Цим способом одержують водні розчини яких являються кислотами. Наприклад: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$.

Солі

Назва солі складається з назви катіону і аніону з використанням чисельних множників, або ступеня окиснення катіона.

CrSO_4 – хром(II) сульфат, хром сульфат.

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – хром(III) сульфат, дихром трисульфат.

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – меркурій(I) нітрат, димеркурій динітрат

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ – тринатрій гексагідроксоалюмінат

Кислі солі – до назви аніона додається слово гідроген, яке пишеться разом з назвою аніона.

KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат

$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ – магній гідрогенсульфат

Оснóвні солі – це сполуки, в яких є два аніони – гідроксид аніон і ще кислотний залишок. Тому в назві буде назва катіона, назва двох аніонів в алфавітному порядку*, які пишуться окремо.

CaOHCl – кальцій гідроксид хлорид

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – ферум дигідроксид нітрат

$\text{Cr}_2(\text{OH})_3\text{AsO}_4$ – дихром арсенат тригідроксид

Подвійні солі – в них присутні два катіони, які будуть називатися в алфавітній послідовності, незалежно від напису в формулі (у формулі катіони розташовані в порядку збільшення заряду).

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній калій дисульфат;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ –діамоній ферум дисульфат.

* При визначенні алфавітної послідовності чисельні множники не враховуються.

Кристалогідрати – до назви солі ще додається через ризику слово вода і кількість її молекул на одну формульну одиницю солі в вигляду дробу:

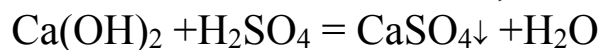
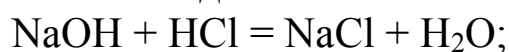
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – ферум сульфат гептагідрат;
ферум сульфат – вода 1/7.

Багатоелементні сполуки несольової природи. Їх назви складаються як і для солей:

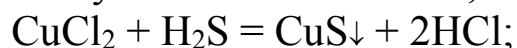
POCl_3 – фосфор оксид трихлорид.

Способи одержання солей

1. Взаємодія кислот з основами. Наприклад:



2. Взаємодія кислот з солями. Для здійснення цієї реакції необхідно, щоб сіль, яка утворюється випадала в осад, або щоб нова кислота була більше летючою, ніж вихідна. Наприклад:



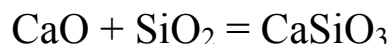
При дії надлишку кислоти на середні солі цим методом одержують кислі солі, переводять основні солі в середні. Наприклад:



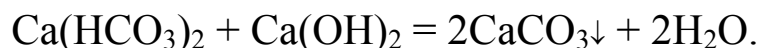
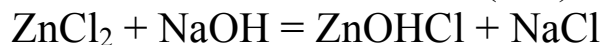
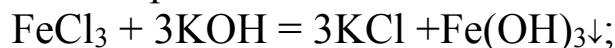
3. Взаємодією кислот з основними оксидами та лугами – з кислотними оксидами. Наприклад:



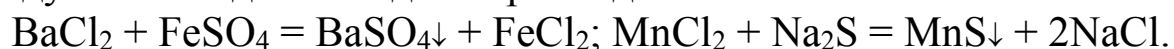
4. Взаємодією основних оксидів з кислотними. Наприклад:



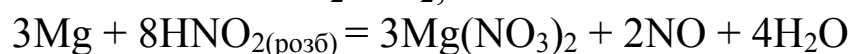
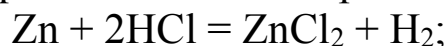
5. Взаємодія основ з солями. Цим методом одержують середні солі, інші основи, основні солі, переводять кислі солі в середні та основні. Наприклад:



6. Взаємодія між двома солями. Ці реакції протікають між розчинами солей і перебігають до кінця в тому випадку, якщо один із продуктів випадає в осад. Наприклад:



7. Взаємодією металів з кислотами. Метали, які стоять в ряду активностей лівіше гідрогену з розбавленими кислотами реагують з утворенням солей. Наприклад:



Приклади тестових завдань з теми

1. Оксид, який проявляє амфотерні властивості
а) K_2O ; б) Cl_2O_7 ; в) Al_2O_3 ; г) FeO
2. Оксид, який проявляє кислотні властивості
а) Na_2O ; б) Al_2O_3 ; в) Fe_2O_3 ; г) CO_2
3. До середніх солей належить сполука
а) MgOHNO_3 ; б) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; в) Na_3PO_4 ; г) $\text{KH}[\text{PtCl}_6]$
4. Сполука, яка належить до амфотерних гідроксидів
а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$; в) NaOH ; г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
5. Оксид, який проявляє кислотні властивості
а) CaO ; б) MnO_2 ; в) FeO ; г) Cl_2O_7
6. Речовина, яка належить до сильних основ – лугів:
а) CuOH ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; в) NaOH ; г) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
7. Речовина, з якою не буде взаємодіяти SO_3
а) FeO ; б) ZnO ; в) N_2O_5 ; г) CaO
8. Речовина, з якою буде взаємодіяти K_2O
а) CaO ; б) ZnO ; в) N_2O_5 ; г) FeO
9. Соляна кислота не буде взаємодіяти з
а) FeO ; б) ZnO ; в) N_2O_5 ; г) CaO
10. Речовина, яка буде взаємодіяти з сірчаною кислотою
а) N_2O_5 ; б) SiO_2 ; в) CrO_3 ; г) CaO
11. Речовина, з якою не буде взаємодіяти SO_3
а) P_2O_5 ; б) ZnO ; в) Cr_2O_3 ; г) CaO
12. Речовина, з якою буде взаємодіяти фосфатна кислота:
а) N_2O ; б) SiO_2 ; в) CrO_3 ; г) CaO

13. Речовина (?), яка вступила в реакцію
 $\text{SO}_3 + (?) = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
а) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; в) FeO ; г) Fe_2O_3
14. Оксид, який проявляє кислотні властивості
а) Na_2O ; б) Al_2O_3 ; в) Fe_2O_3 ; г) CO_2
15. Речовина (?), яка вступила в реакцію $\text{K}_2\text{O} + (?) = \text{K}_2\text{SO}_4$
а) SO_2 ; б) SO_3 ; в) H_2SO_3 ; г) H_2SO_4
16. До середніх солей належить сполука
а) MgOHNO_3 ; б) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; в) Na_3PO_4 ; г) $\text{KH}[\text{PtCl}_6]$
17. Соляна кислота не буде взаємодіяти з
а) FeO ; б) ZnO ; в) N_2O_5 ; г) CaO
18. Речовина (?), яка вступила в реакцію $\text{FeO} + (?) = \text{Fe}(\text{NO}_2)_2$
а) N_2O_5 б) N_2O_3 в) HNO_3 г) HNO_2
19. Сполука, яка належить до амфотерних гідроксидів
а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Al}(\text{OH})_3$; в) NaOH ; г) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
20. В рівнянні реакції $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_3 =$ утворюється речовина
а) NaSO_4 ; б) Na_2SO_4 ; в) NaSO_3 ; г) Na_2SO_3
21. Оксид, який проявляє кислотні властивості
а) CaO ; б) MnO_2 ; в) FeO ; г) Cl_2O_7
22. Речовина, яка належить до сильних основ – лугів:
а) CuOH ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; в) NaOH ; г) $\text{Cr}(\text{OH})_3$
23. Речовина (?), яка вступила в реакцію: $\text{K}_2\text{O} + (?) = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
а) P_2O_5 ; б) P_2O_3 ; в) H_3PO_4 ; г) H_3PO_3
24. Основі NaOH відповідає оксид
а) NaO ; б) Na_2O ; в) Na_2O_3 ; г) NaO_4
25. Кислоті H_3PO_4 відповідає кислотний оксид:
а) P_2O_5 ; б) P_2O_3 ; в) PO_3 ; г) PO



Завдання для самопідготовки

1. Які з наведених речовин належать до оксидів: Na_2O_2 , K_2O , K_2O_4 , N_2O_4 , Fe_3O_4 , Cr_2O_3 , CrO_5 , HOCl , SO_3 ?
2. Визначити характер оксидів Cl_2O , TiO_2 , MgO , Sc_2O_3 , N_2O , WO_3 , B_2O_3 , Cs_2O , SeO_2 , Nb_2O_5 , ZnO , CdO , Tl_2O_3 , FeO , SnO_2 , P_2O_5 , BeO , Sb_2O_3 , Bi_2O_5 , PbO . Дайте назви оксидів.
3. Які оксиди називають амфотерними? З наведених нижче сполук виділіть амфотерні оксиди і назвіть їх за систематичною номенклатурою: CuO , Al_2O_3 , SiO_2 , ZnO , SnO , TiO_2 , Cr_2O_3 , FeO .
4. З перелічених сполук виберіть основи (а), кислоти (б), луги (в) і назвіть їх: HCHO , H_4SiO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HMnO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$, HCN , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, HBrO .
5. Назвати кислоти і записати формули їх ангідридів: HClO_3 , H_2SO_4 , HBrO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, CH_3COOH , HNO_3 .
6. Скласти формули середніх і кислих солей, утворених гідроксидом алюмінію та фосфатною кислотою, і назвати їх.
7. Назвати за систематичною номенклатурою такі солі: Na_2CrO_4 , KClO_3 , NaHCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, AlPO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.
8. Серед емпіричних формул сполук визначити середні, кислі, основні солі.
 $\text{BaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$, NaH_2PO_2 , CH_3COONa , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, LiOH , ZnOHBr , KHF_4 , $\text{Al}_2(\text{HPO}_3)_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Cl_2O , CaOHClO , KMnO_4 , HF , $\text{Be}(\text{OH})_2$, CaHPO_4 , BaHPO_3 , FeOHCl_2 , $\text{Zn}(\text{ClO})_2$, H_2PbO_2 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, MgS , NiCO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2MnO_4 , NaHSiO_3 .
9. З якими з перелічених оксидів реагує сульфатна кислота: сульфур(IV) оксид, купрум(II) оксид, ферум(III) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.
10. Запропонуйте ланцюг перетворень та складіть відповідні рівняння реакцій за такою схемою: метал (Ba) → основний оксид → луг → сіль → кислотний оксид → кислота.
11. З якими з перелічених оксидів реагує калій гідроксид: сульфур(VI) оксид, купрум(II) оксид, карбон(IV) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

12. Запропонуйте ланцюг перетворень та складіть відповідні молекулярні рівняння реакцій за такою схемою: неметал → кислотний оксид → кислота → сіль → основа → основний оксид.
13. Дайте назви наступним сполукам: $Zn(HSO_3)_2$, Ca_3N_2 , NaH_2PO_2 , $MgOHCl$, V_2O_5 , $HgHPO_4$, H_2WO_4 , $Zn_2(OH)_2SiO_3$, Ca_3P_2 , KOH .
14. Наведіть всі можливі способи добування: а) тригідроген тетраоксоарсенату; б) сульфур діоксиду.
15. Наведіть всі можливі способи добування: а) калій сульфат; б) натрій дигідрогенфосфату.
16. Наведіть всі можливі способи добування: а) тринатрій фосфату, б) дикальцій дигідроксид сульфату.
17. Написати формулу речовини: хлоридна кислота; сульфатна кислота; тригідроген триоксофосфат; диферум триоксид; ферум (III) оксид; силіцій діоксид; меркурій гідрогентetraоксофосфат; кальцій триоксостанат; натрій гідроген карбонат; бісмут дигідроксид нітрат; дицинк дигідроксид силікат.
18. Здійсніть перетворення: фосфор → фосфор(V) оксид → ортофосфатна кислота → натрій фосфат → натрій дигідрогенфосфат → натрій гідрогенфосфат → натрій фосфат → натрій хлорид.
19. Допишіть рівняння хімічних реакцій згідно свого варіанту. Визначте клас, до якого належать продукти реакції, та назвіть їх.

В-т	Рівняння
1	$ZnO + NaOH \rightarrow$; $Ca(OH)_2 + NO_2$ $KOH + H_2SO_4 \rightarrow$.
2	$ZnO + KOH \rightarrow$; $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$; $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$.
3	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$. $CdSO_4 + Na_2S \rightarrow$. $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$;
4	д) $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$; $Al(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$; $Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$
5	$SO_3 + H_2O \rightarrow$; $KOH + Cr(OH)_3 \rightarrow$; $Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$;
6	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$; $Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$; $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
7	$Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$; $Bi(NO_3)_3 + KOH \rightarrow$ $Zn(OH)_2 + KOH \rightarrow$;
8	$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$; $AgNO_3 + KI \rightarrow$; $Mn_2O_7 + KOH \rightarrow$;
9	$Cr(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$; $KOH + N_2O_3 \rightarrow$; $Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$;
10	$Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$; $KOH + Cr(OH)_3 \rightarrow$; $V_2O_5 + NaOH \rightarrow$;

20. Назвати головний компонент мінералу та вказати до якого класу сполук він належить:

№	Назва мінералу	Формула головного компоненту	Назва мінералу	Формула головного компоненту
1	Піролюзит	MnO_2	Галіт	$NaCl$
2	Сидерит	$FeCO_3$	Сильвін	KCl
3	Кальцит, мармур, крейда	$CaCO_3$	Кріоліт	Na_3AlF_6
4	Целестин	$SrSO_4$	Нітронатрит, чилійська селітра	$NaNO_3$
5	Стронціоніт	$SrCO_3$	Бішофіт	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$
6	Вітерит	$BaCO_3$	Епсоміт	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
7	Барит (важкий шпат)	$BaSO_4$	Кізерит	$MgSO_4 \cdot H_2O$
8	Сассолін	$B(OH)_3$	Доломіт	$CaMg(CO_3)_2$
9	Боксит	$Al(OH)_3$	Гіпс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
10	Магнезит	$MgCO_3$	Флюорит (плавиковий шпат)	CaF_2

■► Експериментальна частина

Одержання та властивості неорганічних сполук, які належать до різних класів

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів.

1.1. *Одержання оксидів безпосередньою взаємодією елемента з киснем.*

Шматочок магнієвої стрічки зажати в пінцеті і внести в полум'я спиртівки. Спостерігати реакцію горіння магнію з виділенням великої кількості світла. Написати рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

1.2. *Одержання оксидів в реакції розкладу солі.*

В суху пробірку помістити невелику кількість малахіту $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ і прожарити в полум'ї спиртівки до зміни забарвлення речовини в пробірці. Які спостереження ви бачите? Написати рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки. Тверду речовину, що утворилась зберігати для виконання дослідів 4.1.2.

1.3. *Добування і властивості кислотних оксидів.*

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакцій.

В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води, в іншу – вапняної води $\text{Ca}(\text{OH})_2$, в третю – розчин хлоридної кислоти. Отриманий у попередньому досліді *карбон(IV) оксид* барботують у ці три пробірки. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакцій.

• *Властивості оксидів.*

Насипати в пробірки невелику кількість оксидів кальцію, цинку, купрум(II). Випробувати їх розчинення у воді, кислоті і в лузі. Записати спостереження, рівняння реакцій і зробити висновок про властивості цих оксидів.

Результати дослідів 1.3–1.4 звести у таблицю і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
CuO				
CaO				
CO ₂				
ZnO				

Дослід 2. Одержання гідроксидів

2.1. *Взаємодія солі з лугом.* В пробірку налити 1 мл розчин купрум(II) сульфат. До нього додати надлишок розчину лугу NaOH. Що утворюється? Записати колір осаду та скласти рівняння реакцій, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

Дослід 3. Одержання кислот

3.1. *Взаємодія солі з кислотою.* До розчину натрій силікату додати розчин хлоридної кислоти. Що спостерігається? Визначте природу осаду, напишіть рівняння реакцій, назвіть за систематичною номенклатурою сполуки.

Дослід 4. Одержання солей

4.1. Середні солі.

4.1.1. *Реакція між кислотою і основою.* До розчину хлоридної кислоти додати розчин натрій гідроксиду. Спостерігати підвищення температури рідини в пробірці. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.1.2. *Реакція між основним оксидом і кислотою.* Купрум(II) оксид, який утворився при розкладі малахіту, залити розчином сульфатної кислоти до повного його розчинення. (Для прискорення реакції можна підігріти). Спостерігати утворення блакитного розчину солі Купруму. Скласти рівняння реакції, назвати за систематичною номенклатурою сполуки.

4.2. Основні солі.

4.2.1. *Взаємодія солі з основами.* До розчину купрум(II) сульфату додати надлишок розчину NaOH. Спостерігати утворення зелено-блакитного осаду основної солі. Скласти рівняння реакцій, назвати речовини.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ

■► Теоретична частина

Хімія – це наука про склад, будову, властивості та перетворення речовин. Хімічні перетворення називаються *хімічними реакціями*.

Хімічний елемент – це сукупність атомів, що характеризуються визначеною величиною заряду ядра (при цьому маса атомів може бути різною).

Атом – це найменша частинка хімічного елемента, яка є носієм його властивостей. З точки зору структури, атом – електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів.

Молекула – це найменша частинка речовини, що є носієм її хімічних властивостей. До складу молекули можуть входити атоми одного чи кількох хімічних елементів, з'єднаних між собою хімічними зв'язками.

Хімічна формула – це умовний запис складу речовини за допомогою символів хімічних елементів та індексів.

Індекс – це число атомів даного хімічного елемента у молекулі і, відповідно, у формулі речовини.

Валентність – здатність атомів вступати в хімічний зв'язок з певною кількістю інших атомів. За одиницю валентності прийнято валентність атома Гідрогену. Гідроген завжди одновалентний. В назві речовини, утвореної елементом зі змінною валентністю, вона вказується у дужках римською цифрою після назви елемента (FeCl_2 – ферум(II) хлорид; FeCl_3 – ферум(III) хлорид; SO_3 – сульфур(VI) оксид; SO_2 – сульфур(IV) оксид).

У молекулах бінарних сполук загальна сума одиниць валентності атомів одного елемента дорівнює загальній сумі одиниць валентності атомів другого елемента.

Щоби скласти хімічну формулу речовини за валентністю елементів треба:

1. Написати хімічні знаки елементів і позначити валентність кожного елемента римською цифрою.

2. Знайти найменше спільне кратне для чисел, що виражають валентність.

3. Поділити найменше спільне кратне на валентність кожного елемента і здобути число (індекс) приписати знизу справа до знака елемента.

Для складання формули оксиду алюмінію (*бінарна сполука*):

1. Пишемо хімічні знаки Алюмінію і Оксигену й позначаємо валентність цих елементів цифрами над символом відповідного елемента:



2. Визначаємо найменше спільне кратне для чисел 3 та 2, які виражають валентність. Це число 6.

3. Щоб знайти індекс, який відповідає кількості атомів *Алюмінію*, ділимо найменше спільне кратне (6) на число рівне валентності *Алюмінію* (3): $6 : 3 = 2$

4. Щоб знайти індекс, який відповідає кількості атомів *Оксигену*, ділимо 6 на число рівне валентності *Оксигену* (2): $6 : 2 = 3$.

5. Записуємо формулу оксиду алюмінію – Al_2O_3 .

Еквівалент елемента (E) – така його кількість, яка з'єднується з 1 моль атомів Гідрогену або заміщує таку саму кількість атомів Гідрогену в хімічних реакціях.

Ступінь окислення – умовний заряд атома в молекулі, який розраховано в припущенні, що сполука складається з йонів і в цілому електронейтральна.

Кристали складаються з великої кількості **структурних одиниць** – атомів, молекул або іонів (заряджених частинок з позитивним та негативним зарядом). Кристали мають змінний склад, тому хімічну формулу речовини, яка має кристалічну структуру, записують у вигляді формульної одиниці. Якщо кристал складається з атомів (атомний кристал), то показують тільки символ елемента, який утворює цю речовину (Al, C, Si та ін.). Якщо кристал складається з молекул (молекулярний кристал), показують формулу однієї молекули речовини (I_2 , H_2O). Для іонних кристалів показують формулу умовної (електричнонейтральної) формульної одиниці речовини (NaCl).

Прості речовини – складаються з атомів одного хімічного елемента (наприклад, O_2 – кисень, H_2 – водень, Ar – аргон, Cl_2 – хлор, P – фосфор тощо).

Елементи, у яких відрізняються назви елементів і простих речовин або вимова символів

Символ елемента	Порядковий номер елемента	Українська назва елемента	Вимова у формулах	Назва простої речовини
H	1	<u>Г</u> ідроген	аш	водень
C	6	<u>К</u> арбон	це	вуглець, графіт, алмаз, карбін, фулерен
N	7	<u>Н</u> ітроген	ен	азот
F	9	<u>Ф</u> луор	фтор, флуор	фтор, флуор
O	8	<u>О</u> ксиген	о	кисень, озон
P	15	<u>Ф</u> осфор	пе	фосфор
S	16	<u>С</u> ульфур	ес	сірка
Fe	26	<u>Ф</u> ерум	ферум	залізо
Cu	29	<u>К</u> упрум	купрум	мідь
Ag	47	<u>А</u> ргентум	аргентум	срібло
Sn	50	<u>С</u> танум	станум	олово, цина
Au	79	<u>А</u> урум	аурум	золото
Hg	80	<u>М</u> еркурій	гідраргірум	ртуть, живе срібло
Pb	82	<u>П</u> люмбум	плюмбум	свинець, оливо

Алотропія – явище існування хімічного елемента у вигляді декількох простих речовин (Оксиген: O₂ – кисень, O₃ – озон; Карбон: вуглець – алмаз і графіт).

Складні речовини – складаються з атомів різних хімічних елементів (H₂O, CO₂, NH₃, C₂H₅OH).

Поняття	Визначення
Відносна атомна маса (A_r)	Показує, у скільки разів маса атома елемента $m_a(E)$ більше за 1/12 маси атома Карбону ($m_a(C) = 1,994 \cdot 10^{-23}$ г). $A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12}m_a(C)} = \frac{m_a(E)}{1a.o.m.}$
Атомна одиниця маси (а.о.м.) або карбонова одиниця	$1a.o.m. = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} 19,92 \cdot 10^{-27} \text{кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{кг}.$
Відносна молекулярна маса речовини (M_r)	Показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше за 1/12 маси атома Карбону. Дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до її складу. Величина безрозмірна. $M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{Na}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 142$
Масова частка елемента у сполуці (ω)	Це відношення маси елемента до маси відповідної сполуки. $\omega(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})}$ $\omega(E) = \frac{m(E)}{m(\text{сполуки})} \cdot 100\%$ $\omega(E) = \frac{n \cdot A_r(E)}{M_r}$
Об'ємна частка компонента (газу) у газовій суміші (φ)	Це відношення об'єму газу до об'єму суміші газів: $\varphi = \frac{V(\text{газу})}{V(\text{суміші})}$
Кількість речовини ν	Фізична величина, яка характеризує число атомів або молекул у даній речовині $\nu = \frac{m}{M} \quad \nu = \frac{V}{V_m} \quad \nu = \frac{N}{N_A}$

Поняття	Визначення
Моль	Це така кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць речовини, скільки атомів є в 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .
Молярна маса (M)	Це маса 1 моля речовини і є відношенням маси речовини до її кількості (г/моль): $M = \frac{m}{\nu}$. Чисельно молярна маса співпадає з відносною молекулярною масою.
Молярний об'єм газу (V_m) $V_m = 22,4$ л/моль. н.у	Це об'єм одного моля речовини і є відношенням об'єму речовини до її кількості (л/моль; $\text{м}^3/\text{моль}$): $V_m = \frac{V}{\nu}$. Молярний об'єм (V_m) ідеального газу за нормальних умов ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$ Па; 760 мм.рт.ст. = 1 атм; $T_0 = 273$ К або $t_0 = 0$ °С) дорівнює $0,0224$ $\text{м}^3/\text{моль}$ або $22,4$ л/моль.
Стала Авогадро N_A	Величина, яка відображає число атомів або молекул в одному молі речовини (розмірність – моль^{-1}) $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{моль}^{-1}$
Еквівалент елемента	Частка атома, що припадає на одиницю валентності. $E = 1/V$, де V – валентність елемента. $E(\text{H}) = 1$, $E(\text{O}) = 1/2$
Молярна маса еквівалентів (M_E, m_e)	Маса одного еквівалента елемента (речовини), виражається в г/моль. $M_E = \frac{M(X)}{V}$; $M_E = M \cdot E$.
Відносна густина газів (D)	Це відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого ж об'єму іншого газу (взятих за однакових умов). Відносна густина дорівнює відношенню відносних молекулярних або молярних мас газів: $D = \frac{M_1}{M_2}$; Здебільшого відносну густина визначають за воднем, повітрям або киснем: $D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{2}$; $D(\text{пов.}) = \frac{M_{\text{газу}}}{29}$; $D(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{32}$

Поняття	Визначення
Середня молярна маса газової суміші ($M_{\text{сер}}$)	Дорівнює суміші добутків молярної маси газу на його об'ємну частку в складі газової суміші: $M_{\text{сер}} = M_1 \cdot \varphi_1 + M_2 \cdot \varphi_2 \dots + M_n \cdot \varphi_n$
Рівняння Менделєєва – Клапейрона	$pV = (m/M)RT; \quad pV = \nu RT;$ m – маса, г; M – молярна маса, г/моль; R – універсальна газова стала (в системі СІ $R = 8,314$ Дж/(моль·К)); p – тиск, Па; V – об'єм, м ³ ; T – температура, К.

Основні закони хімії

Закон збереження маси: загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Хімічне рівняння – це умовний запис хімічної реакції за допомогою формул реагентів і продуктів реакції, а також коефіцієнтів. Хімічне рівняння складають на основі закону збереження маси речовин, тому кількість атомів елементів і в лівій і в правій частині однакові за рахунок коефіцієнтів. Розставляти коефіцієнти в рівнянні реакції треба так, щоб кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частинах була однаковою.

Закон сталості складу: кожна чиста речовина молекулярної будови має сталий склад, що не залежить від місця та способу її добування. (Для речовин немалекулярної будови може не виконуватися).

Закон простих об'ємних співвідношень: відношення об'ємів газів, що вступають у реакцію або утворюються внаслідок неї, є співвідношенням простих цілих чисел.

Закон Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул. Якщо $V_1 = V_2$ при $p = \text{const}$ і $T = \text{const}$, то $N_1 = N_2$

Закон еквівалентів. Хімічні елементи і речовини реагують між собою у масових кількостях, пропорційних їхнім молярним масам еквівалентів. $m(A)/M_E(A) = m(B)/M_E(B)$; $\nu_E(A) = \nu_E(B)$; де $m(A)$ і $m(B)$ – маси елементів А і В, або речовин А і В (г), а $M_E(A)$ і $M_E(B)$ – їх молярні маси еквівалентів (г/моль).



Приклади тестових завдань з теми

1. Вкажіть визначення простої речовини:
 - а) речовина, яка складається з атомів різних видів
 - б) речовина, яка складається з атомів одного виду
 - в) речовина, яка складається з найлегших атомів
 - г) речовина у газоподібному стані
2. Вкажіть визначення складної речовини:
 - а) речовина, яка складається з атомів різних елементів
 - б) речовина, яка містить атоми металів
 - в) речовина, яка містить атоми усіх відомих елементів
 - г) речовина у твердому або рідкому стані
3. Виберіть формулювання, що відповідає визначенню атома.
 - а) найменша хімічно неподільна часточка, з яких складені молекули, яка зберігає їх властивості;
 - б) найменша хімічно неподільна часточка, що входить до складу речовин і зберігає їх властивості
 - в) найменша хімічно неподільна часточка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості
 - г) найменша кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях.
4. Виберіть формулювання, що відповідає визначенню молекули
 - а) найменша хімічно неподільна часточка, яка зберігає властивості речовини
 - б) найменша часточка речовини, яка зберігає її хімічні властивості
 - в) найменша часточка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості
 - г) найменша кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях

5. Правильним є визначення поняття «молярна маса»:
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса одного моля речовини в грамах
 - в) маса однієї молекули речовини в грамах
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях
6. Правильним є визначення поняття «атомна маса»
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса одного моля атомів речовини в грамах
 - в) маса однієї молекули речовини в грамах
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях
 - д) маса одного атома хімічного елемента в атомних одиницях маси
7. Правильним є визначення поняття «атомна одиниця маси».
- а) одна друга частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - б) маса атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - в) одна дванадцята частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
 - г) одна десята частина маси атома ізотопу Карбону з масовим числом 12
8. Правильним є визначення поняття «хімічний елемент»:
- а) вид хімічно неподільних часток, який визначає властивості речовини
 - б) сукупність атомів, з яких складаються речовини
 - в) вид атомів з однаковим зарядом ядра
 - г) кількість речовини, яка бере участь у хімічних перетвореннях
9. Правильним є визначення поняття «моль»:
- а) найменша маса речовини, яка визначає властивості речовини
 - б) маса однієї молекули речовини в грамах
 - в) кількість речовини, що містить число Авогадро структурних одиниць
 - г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічних перетвореннях

10. Правильна формулювання, що відповідає закону збереження маси
- енергія не створюється з нічого і не зникає безслідно, а лише перетворюється з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях
 - загальна маса та енергія всіх матеріальних об'єктів залишається сталою при будь-яких процесах
 - енергія, надана масі речовини, витрачається не тільки на збільшення швидкості, а й на приріст маси
 - маси речовин, що вступили в реакцію дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції
11. Виберіть формулювання, що відповідає закону Авогадро:
- в однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул
 - речовини взаємодіють між собою рівною кількістю еквівалентів
 - маса чистої речовини зберігається постійною незалежно від способу її одержання
 - кількості газуватих речовин в хімічній реакції пропорційні їх масам
 - маса речовин до реакції дорівнює масі речовин після реакції
12. Виберіть формулу, що відповідає рівнянню Менделєєва-Клапейрона
- $M = mRT/PV$ б) $M = PVT/mR$
 - $M = RT/mPV$ г) $M = PV/mRT$
13. Число Авогадро показує:
- кількість молей, що вступає в реакцію
 - кількість молекул, що міститься в грамі речовини
 - кількість молекул, що міститься в молі речовини
 - кількість молей, що відповідає одній молекулі
14. Моль речовини у газовому стані, за нормальних умов має об'єм:
- 11,2 л/моль
 - 23,4 м³/моль
 - 22,4 л/моль
 - 12,4 м³/моль
15. В системі інтернаціональній універсальна газова стала має значення і розмірність:
- 8,314 моль · К/Дж
 - 8,314 Дж/моль · К
 - 82600 Атм · К/моль
 - 0,082 мм.рт.ст./К·моль

16. Молярна маса $Al_2(SO_4)_3$ становить:
 а) 150 г/моль б) 90 г/моль в) 342 г/моль г) 340 г/моль
17. Молярна маса $CaCO_3$ становить:
 а) 150 г/моль б) 90 г/моль в) 100г/моль г) 120 г/моль
18. Нормальні умови:
 а) $p=740$ мм.рт.ст; $T=293$ К; б) $p=760$ мм.рт.ст; $T=273$ К;
 в) $p=700$ мм.рт.ст; $T=298$ К; г) $p=730$ мм.рт.ст; $T=270$ К;
19. Вкажіть одиницю виміру кількості речовини:
 а) г б) моль в) m^3 г) $г/см^3$
20. Розрахуйте кількість речовини (моль) сульфатної кислоти масою 9,8 г:
 а) 1,0 б) 0,1 в) 98,0 г) 9,8



Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Складіть формули бінарних сполук, утворених Оксигеном і такими елементами: Hg(I), Pb(IV), Cu(I), Cu(II), Cr(II), Cr(III), Cr(VI). Хімічний знак Оксигену у формулах пишуть на другому місці.

Розв'язання

Hg_2O , PbO_2 , Cu_2O , CuO , CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

Приклад 2. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук:
 а) H_3PO_4 ; б) $Ca(OH)_2$; в) $(NH_4)_2SO_4$; г) $K_4Fe(CN)_6$; д) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Розв'язання

Для обчислення відносної молекулярної маси сполуки треба підсумувати відносні атомні маси елементів, які утворюють сполуку, з урахуванням кількості атомів. Значення відносних молекулярних мас знаходимо у Періодичній системі елементів Д.І. Менделєєва.

а) $M_r(H_3PO_4) = 3 \cdot A_r(H) + A_r(P) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98$;

б) $M_r((Ca(OH)_2) = A_r(Ca) + 2 \cdot A_r(O) + 2 \cdot A_r(H) = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74$

в) $M_r((NH_4)_2SO_4) = 2 \cdot A_r(N) + 8 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) =$
 $= 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 132$;

г) $M_r(K_4Fe(CN)_6) = 4 \cdot A_r(K) + A_r(Fe) + 6 \cdot A_r(C) + 6 \cdot A_r(N) = 4 \cdot 39 + 56 +$
 $+ 6 \cdot 12 + 6 \cdot 14 = 368$;

д) $M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = A_r(Cu) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) + 5 \cdot (2 \cdot A_r(H) + A_r(O)) =$
 $= 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 160 + 90 = 250$.

Приклад 3. У якій масі води міститься стільки молекул, скільки їх є в 34 г амоніаку NH₃?

Розв'язання

$\nu = \frac{m}{M}$, звідки $m = \nu \cdot M$; $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г / моль}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г / моль}$.

1) розрахуємо $\nu(\text{NH}_3)$, що відповідає його масі 34 г;

$$\nu(\text{NH}_3) = \frac{34}{17} = 2 \text{ моль};$$

2) виходячи з того, що однакові кількості різних речовин містять однакові кількості молекул, тобто $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$, якщо $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{H}_2\text{O})$, знаходимо $\nu(\text{H}_2\text{O})$: $\nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль}$;

3) розрахуємо $m(\text{H}_2\text{O})$: $m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 18 \cdot 2 = 36 \text{ (г)}$.

Відповідь: 34 г.

Приклад 4. Чому дорівнює маса водню, яка за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу при 27°C та 150 кПа?

Розв'язання

Розраховуємо масу газу: $m = M \cdot \nu$; ($M(\text{H}_2) = 2 \text{ г / моль}$); $\nu = V / V_m$.

$$M = 2 \cdot 4 / 22,4 = 0,357 \text{ г}.$$

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюємо об'єм газу при 27°C (300 К) та 150 кПа (150000 Па).

$$PV = \nu RT, V = m \cdot R \cdot T / M \cdot p = 0,357 \cdot 8,314 \cdot 300 / 2 \cdot 150000 = 0,00297 \text{ м}^3 = 2,97 \text{ л}.$$

Відповідь: 2,97 л.

Приклад 5. Відносна густина газу за воднем становить 17. Знайдіть масу 1 л (н.у.) цього газу. Яка його відносна густина за повітрям?

Розв'язання

Оскільки $D(\text{H}_2) = M(\text{газу}) : M(\text{H}_2)$, то $M(\text{газу}) = M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 = 34 \text{ (г / моль)}$; $m(\text{газу}) = M \cdot \nu = M \cdot V : V_m = 34 \cdot 1 : 22,4 = 1,52 \text{ (г)}$.

Густина газу за повітрям $D(\text{пов.}) = M(\text{газу}) : M(\text{пов.}) = 34 : 29 = 1,17$, де 29 – середня молярна маса повітря.

Відповідь: 1,17.

Приклад 6. Яку масу гашеного вапна Ca(OH)₂ можна добути внаслідок взаємодії з водою кальцій оксиду масою 280 г?

Розв'язання

Записуємо рівняння реакції: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$.

Знаходимо кількість речовини кальцій оксиду:

$$\nu(\text{CaO}) = \frac{m}{M} = \frac{280}{56} = 5 \text{ моль.}$$

Згідно з коефіцієнтами в рівнянні реакції кількість Ca(OH)_2 , що утворився, дорівнює кількості CaO , що прореагував.

$$\nu(\text{Ca(OH)}_2) = \nu(\text{CaO}) = 5 \text{ моль.}$$

$$m(\text{Ca(OH)}_2) = \nu \cdot M = 5 \text{ моль} \cdot 74 \text{ г/моль} = 370 \text{ г.}$$

Відповідь: 370 г.



Завдання для самопідготовки

1. Визначити формули бінарних сполук, що складаються з таких елементів (першим у парі є елемент з позитивним ступенем окиснення): Fe(III) і S(II); Ba(II) і H(I); Mg(II) і Si(IV); Ca(II) і F(I); Mn(VII) і O(II). Визначити валентність другого елементу в бінарних сполуках, якщо валентність Оксигену дорівнює двом: Nb_2O_5 , SnO , K_2O , Cr_2O_3 , CO_2 , Cl_2O_7 , WO_3 .

2. Визначте валентність елементів у сполуках з Хлором, враховуючі що Хлор одновалентний: а) FeCl_2 , б) FeCl_3 , в) PCl_5 , г) CCl_4 , д) CuCl_2 , е) CuCl , є) MnCl_4 .

3. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук: H_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6]$.

4. Визначте кількість речовини водню масою 24 г.

5. Знайдіть масу аміаку, в якій міститься $2 \cdot 10^{24}$ молекул?

6. Обчисліть масу суміші, утвореної з 5,6 л кисню та 11,2 л (н.у.) сірководню.

7. Обчисліть масу суміші, утвореної з $3,01 \cdot 10^{11}$ молекул водню та $6,02 \cdot 10^{11}$ молекул карбон(II) оксиду. ($29 \cdot 10^{-12}$ г)

8. Газ об'ємом 2 л за нормальних умов має масу 6.34 г. Визначте молярну масу газу.

9. Обчисліть, який мінерал містить більшу масову частку елемента Феруму: Fe_2O_3 , FeS_2 , FeAsS , FeCO_3 .

10. Обчисліть масу 1 м³ карбон(IV) оксиду за 27 °C та 101,3 кПа.

11. Обчисліть молярну масу речовини, якщо маса 87 мл пари її за 62°C та 101 кПа дорівнює 0,24 г.

12. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три гази: азот (об'ємна частка 78%),

кисень (21%) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів.

13. Середня молярна маса азот-водневої суміші дорівнює 24 г/моль. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші.

14. Відносна густина газу за воднем дорівнює 15. Визначте молярну масу газу.

15. Змішали однакові об'єми кисню та вуглекислого газу. Яка відносна густина за воднем добутої суміші?

16. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тиском 10 МПа при температурі 20°C. Обчисліть масу газу.

17. Водень у кількості речовини 10 моль зібрано у балоні місткістю 20 л при 23°C. Визначте тиск газу в балоні.

18. Обчисліть об'єми газів при 20°C та 700 кПа: а) 1 кг водню; б) 2.5 кг сульфур(IV) оксиду.

19. Газ масою 0,865 г при 42°C та 102,9 кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу?

20. Густина газу за нормальних умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть молярну масу газу.

21. Обчисліть молярну масу газу, якщо його 7 г за температури 20°C і тиску 25,3 кПа займають об'єм 22,1 л.

22. Визначте вміст Карбону в антрациті (за масою), якщо в результаті згорання 3 г антрациту утворилось 5,3 л карбон(IV) оксиду (н.у.).

23. Обчисліть об'єм кисню (н.у.), необхідного для згорання 3,36 л етилену.

24 Провести розрахунки за рівнянням Менделєєва-Клапейрона згідно свого варіанту:

Варіант	Речовина	ν , моль	p , мм.рт.ст	V , л	t , °C
1	N ₂	?	745	10	25
2	CO	6	740	?	30
3	CO ₂	5	?	7,5	20
4	H ₂	2	750	20	?
5	O ₂	?	1000	15	45
6	Ar	7,5	?	14	56
7	NH ₃	3	1300	3	?
8	H ₂ S	9	1500	?	10
9	SO ₂	12	?	9	76
10	SO ₃	?	700	16	40

**БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН
ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ
Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК**

■► Теоретична частина

Будова атома

Поняття	Визначення
Атом	Електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.
Ядро	Центральна позитивно заряджена частина атома, у якій зосереджена його маса. Ядро складається з протонів та нейтронів.
Протон (p)	Це елементарна частинка з масою $m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ кг, або 1,0073 а.о.м., і позитивним зарядом $q = 1,602 \times 10^{-19}$ Кл (який приймають за одну відносну одиницю заряду + 1).
Нейтрон (n) –	Це незаряджена частинка з масою $m_n = 1,674 \times 10^{-27}$ кг, тобто 1,0087 а.о.м. Сума числа протонів (Z , порядковий номер елемента) і числа нейтронів (N) називається нуклонним числом (масовим числом, A): $A=Z+N$.
Електрон	Негативно заряджена частинка. Кількість електронів у атомі дорівнює кількості протонів, а також відповідає порядковому номеру в періодичній системі Д.І. Менделєєва
Ізобари	Це різновид атомів з однаковими масовими числами, але з різним порядковим номером або зарядом ядра (${}_{18}^{40}\text{Ar}$, ${}_{19}^{40}\text{K}$, ${}_{20}^{40}\text{Ca}$).
Ізотони	Це різновидність атомів з однаковим числом нейтронів (${}_{54}^{136}\text{Xe}$, ${}_{56}^{138}\text{Ba}$, ${}_{57}^{139}\text{La}$).

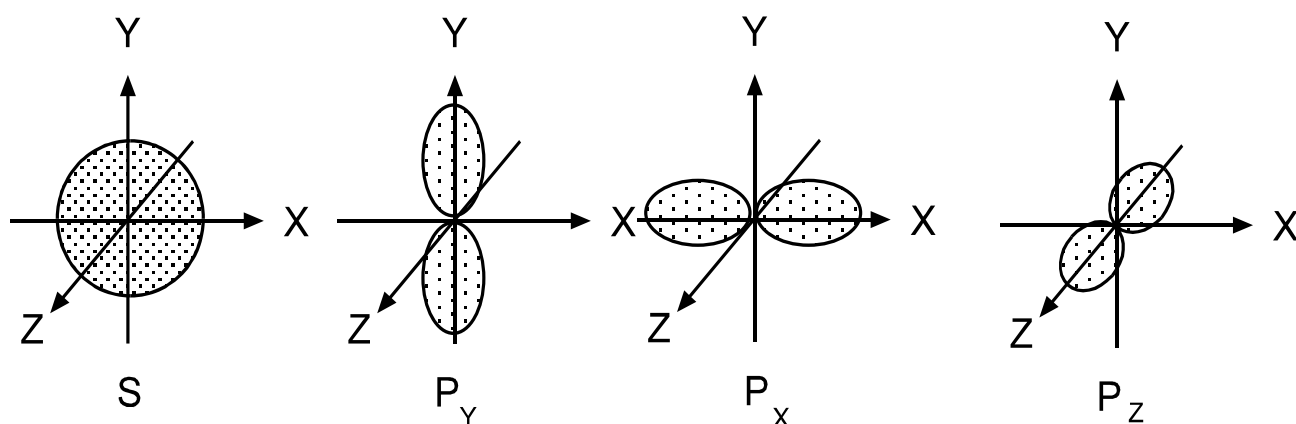
Атомна орбіталь (АО)	Частина простору навколо ядра, у якому найбільш вірогідне знаходження електрону
Періодичний закон	Властивості простих речовин, а також форми та властивості сполук хімічних елементів перебувають в періодичній залежності від заряду ядра атомів елементів.
Періодична система хімічних елементів (ПСХЕ)	Графічне відображення періодичного закону
Період	Це горизонтальний ряд, що починається лужним металом (крім першого) і закінчується інертним елементом. Кожен період відповідає заповненню енергетичного рівня. Новий період відповідає початку заповнення нового електронного рівня.
Група	Це вертикальний стовпчик, що містить елементи, властивості яких подібні. Кожна група складається з двох підгруп: головної (А) та побічної (В).

Електрони в атомі характеризуються чотирма **квантовими числами**.

Головне квантове число (n) – характеризує енергію електрона на енергетичному рівні і приймає значення: $n = 1, 2, 3, \dots$

Орбітальне квантове число (l) – визначає форму орбіталі, набуває значення: $l = 0, 1, 2, \dots (n-1)$ і характеризує енергію електрона на енергетичному підрівні.

Орбіталі можуть мати форму кулі (s-орбіталі, $l=0$), гантелі (p-орбіталі, $l=1$), або більш складної форми (d-, f- $l=2$ та 3 відповідно):



Магнітне квантове число (m_l) – визначає орієнтацію орбіталі в просторі: $m_l = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, (l-1), l$.

Спінове квантове число (m_s) – характеризує власний магнітний момент електрон

Принцип В. Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів, які мають однакове значення усіх квантових чисел. На одній орбіталі може знаходитися лише два електрони.

Правило Гунда: електрони даного енергетичного підрівня прагнуть зайняти максимальне число атомних орбіталей (енергетичних місць), щоб спінове квантове число було максимальним.

Правила В.М. Клечковського: АО заповнюються електронами у порядку послідовного зростання суми квантових чисел ($n+l$), при однакових значень суми ($n+l$) спочатку заповнюються АО з меншим значенням n , тобто у порядку послідовного збільшення головного квантового числа.

Послідовність заповнення електронами підрівнів: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$.

Енергія іонізації – мінімальна енергія, що потрібна для відриву електрона від атома. Вона є кількісною характеристикою металічних властивостей елемента. В періоді зліва на право, а в групі знизу верх енергія іонізації збільшується (зменшуються металічні властивості).

Спорідненість до електрона – енергія, що виділяється або поглинається під час приєднання електрона до атома. Вона є кількісною характеристикою неметалічних властивостей елемента (неметали мають великі спорідненості до електрона). В періоді зліва вправо, а в групі знизу верх спорідненість до електрона збільшується (збільшуються неметалічні властивості).

Електронегативність – визначається сумою енергії іонізації та спорідненості до електрона. В довідниках наведено значення відносних електронегативностей. Чим більша електронегативність атома, тим сильніше він притягує спільну електронну пару. Неметали мають велику електронегативність, метали – малу. В періоді зліва вправо, а в групі знизу верх електронегативність збільшується (збільшуються неметалічні властивості). Так найбільш електронегативним елементом є Флуор, а найменш ним – Цезій.

Хімічний зв'язок

Хімічний зв'язок – взаємодія двох або кількох атомів, внаслідок якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула чи кристал).

Для оцінки здатності атома даного елемента, що утворює зв'язок, зміщувати електрону густину, користуються значенням відносної електронегативності (ЕН, χ). Чим більше ЕН атома, тим сильніше притягує він узагальнені електрони. Причому, спільна електронна пара зміщується до атома з більшою ЕН в тим більшій мірі, чим більшою є різниця електронегативності (ΔEN , $\Delta \chi$) атомів, що взаємодіють. В результаті несиметричного розподілу електронної густини між атомами з різною ЕН зв'язок стає *полярним*. Значення відносних електронегативностей атомів деяких елементів наведені в таблиці (додаток).

Ступінь зміщення спільної електронної пари характеризує полярність зв'язку (p):
$$p = \frac{\Delta EN}{\sum EN} \cdot 100\%.$$
 $p < 30\%$ – сполука має

ковалентний полярний тип хімічного зв'язку та проявляє кислотні властивості; $p > 50\%$ – сполука має *іонний тип хімічного зв'язку* та проявляє основні властивості; $30\% < p < 50\%$ – сполука має змішаний іонно – ковалентний тип хімічного зв'язку та проявляє амфотерні властивості.

Поняття	Визначення
Типи хімічного зв'язку	Ковалентний, іонний, металічний та водневий
Ковалентний зв'язок	Зв'язок, який електронних пар виникає внаслідок утворення спільних
Ковалентний неполярний зв'язок	Ковалентний зв'язок, утворений двома атомами з однаковою електронегативністю (зв'язок між атомами однакових неметалів H_2 , O_2 , N_2 , O_3)
Ковалентний полярний зв'язок	Хімічний зв'язок, утворений атомами, електронегативність яких мало відрізняється (зв'язок між атомами різних неметалів HCl , CO_2 , NH_3)
Іонний зв'язок	Хімічний зв'язок між іонами внаслідок дії електростатичних сил притягання, який утворюється під час взаємодії атомів елементів з електронегативностями, що різко відрізняються (метал – неметал)

Поняття	Визначення
Металічний зв'язок	Утворюється за допомогою електронів, спільних для всіх позитивно заряджених йонів, що утворюють кристалічну ґратку. Валентні електрони в металах є усупільненими і належать всьому кристалу, тобто утворюють електронний газ.
Водневий зв'язок	Виникає між молекулами, до складу яких входять атоми водню та іншого елемента з високою електронегативністю (F, O, Cl, N). Найбільш сильний водневий зв'язок виникає між молекулами HF. Графічно він позначається (···). Наприклад: H–F···H–F.

Хімічний зв'язок в твердих речовинах.

Властивості твердих речовин визначаються природою частинок, що знаходяться у вузлах кристалічної ґратки, їх розташуванням і типом зв'язків, між цими частинками (рисунок; таблиця).

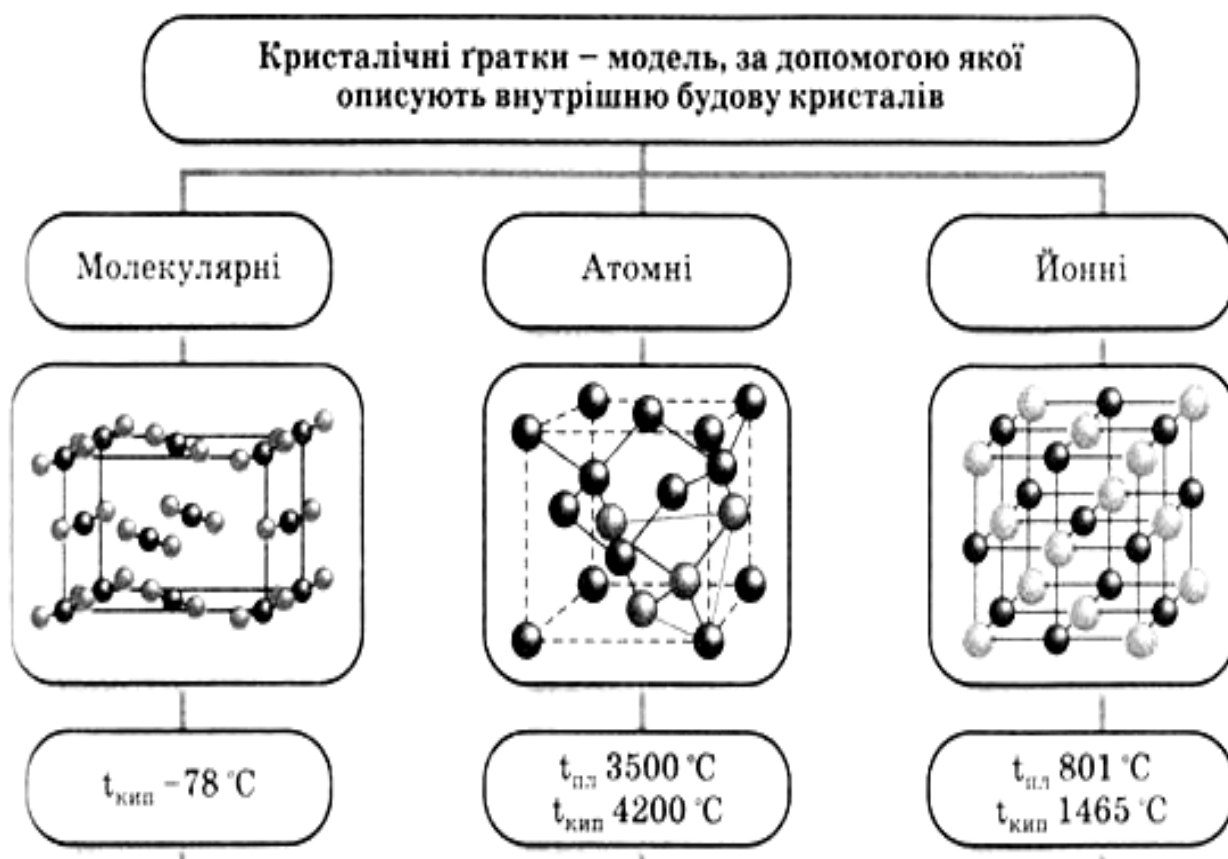


Рисунок 1. Типи хімічних зв'язків

Класифікація кристалів за типом хімічного зв'язку

Тип кристалу	Структурні частинки	Сили між частинками	Властивості	Приклади
Атомний	Атоми	Ван-дер-ваальсова (дисперсійна) взаємодія	М'якість, низька температура плавлення, погані тепло-, та електропровідність	Благородні гази – Ar, Kr, та ін.
Молекулярний	Полярні або неполярні молекули	Ван-дер-ваальсові та водневі зв'язки	Помірна м'якість, температура плавлення від низької до помірно високої, погані тепло- і електропровідність	H ₂ , N ₂ , CH ₄ , цукор, CO ₂
Йонний	Позитивно і негативно заряджені йони	Йонний зв'язок	Твердість і крихкість, висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Типові солі: NaCl, Ca(NO ₃) ₂ та ін.
Ковалентний	Атоми	Ковалентний зв'язок	Висока твердість, дуже висока температура плавлення, погані тепло- і електропровідність	Алмаз, BN, кварц SiO ₂ , карбіди, силіциди
Металевий	Катіони металів у вузлах кристалічн. ґраток	Металічний і ковалентний зв'язок	Ступінь твердості – різна, температура пл. від низької до дуже високої, високі тепло- і електропровідність, ковкість, блиск, пластичність	Усі метали (Fe, Al, Pb, Cu та ін.



Приклади тестових завдань з теми

- Запис $2p$ означає, що
 - $n = 2, l = 0, m_l = 1$
 - $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1$
 - $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0$.
- Запис $3d$ означає, що
 - $n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1$
 - $n = 3, l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
 - $n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1, +2$
- Для s підрівня l має значення
 - $l = 0$
 - $l = 1$
 - $l = 2$
 - $l = 3$
- Для p підрівня l має значення
 - $l = 0$
 - $l = 1$
 - $l = 2$
 - $l = 3$
- Максимальна кількість електронів на s підрівні дорівнює
 - 2
 - 6
 - 10
 - 14
- Максимальна кількість електронів на p підрівні дорівнює
 - 2
 - 6
 - 10
 - 14
- Орбітальне квантове число позначається і характеризує:
 - l – енергію електрона на підрівні
 - n – енергію електрона на рівні
 - m_l – орієнтацію електронної орбіталі
 - m_s – властивість електрона мати власний обертальний момент
- Магнітне квантове число позначається і характеризує:
 - l – енергію електрона на підрівні
 - n – енергію електрона на рівні
 - m_l – орієнтацію електронної орбіталі
 - m_s – властивість електрона мати власний обертальний момент
- Правило Хунда формулюється:
 - атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - в атомі не може бути двох електронів з чотирьма однаковими квантовими числами

10. Принцип-заборона Паулі формулюється:
- атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - енергія електрона тим менша, чим ближче до ядра він розміщений
11. Правило Клечковського формулюється:
- атомні орбіталі заповнюються електронами в послідовності зростання енергії орбіталей, яка визначається сумою $n + l$
 - електрони розміщуються на вироджених орбіталях так, щоб число неспарених електронів було максимальним
 - на одній атомній орбіталі не може розміститися більше двох електронів
 - в атомі не може бути двох електронів з чотирма однаковими квантовими числами
12. Максимальна кількість електронів на рівні визначається за формулою:
- $2n^2$
 - $2(2l + 1)$
 - $2l^2$
 - $2(2n + 1)$
13. Максимальна кількість електронів на підрівні визначається за формулою:
- $2n^2$
 - $2(2l + 1)$
 - $2l^2$
 - $2(2n + 1)$
14. Найменший запас енергії має атомна орбіталь:
- 4s
 - d
 - 4p
 - 3p
15. Найбільший запас енергії має атомна орбіталь:
- 4s
 - d
 - 4p
 - 3p
16. Енергія іонізації визначає :
- кількість енергії, що виділяється при відриві електронів від атомів
 - кількість енергії, необхідної для відриву електронів від атомів
 - кількість енергії, що виділяється при приєднанні електронів до атомів
 - кількість енергії, що поглинається при приєднанні електронів до атомів

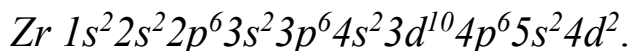
17. Енергія спорідненості до електрона визначає :
- кількість енергії, що виділяється при відриві електронів від атомів
 - кількість енергії, необхідної для відриву електронів від атомів
 - кількість енергії, що виділяється, або поглинається при приєднанні електронів до атомів
 - кількість енергії, що поглинається при приєднанні електронів до атомів
18. Електронегативність елемента характеризує :
- здатність атомів елементів віддавати електрони
 - здатність атомів елементів приєднувати електрони
 - здатність атомів елементів відтягувати на себе електронну густину
 - загальний негативний заряд всіх електронів атома
19. Елементу Магнію відповідає електронна формула:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^1$
 - $1s^2 2s^2$
20. Елементу Феруму відповідає електронна формула:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6$
21. Елементу Сульфуру відповідає електронна формула:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
22. У ряду I – Br – Cl – F неметалічні властивості
- зменшуються
 - збільшуються
 - зменшуються, а потім збільшуються
 - збільшуються, а потім зменшуються
 - не змінюються
23. У ряду Li – Na – K – Rb металічні властивості
- зменшуються
 - збільшуються
 - зменшуються, а потім збільшуються
 - збільшуються, а потім зменшуються
 - не змінюються
24. Вкажіть назву типу хімічного зв'язку, який утворюється двома атомами, що мають однакову електронегативність:
- ковалентний полярний
 - ковалентний неполярний
 - йонний
 - металічний
25. Вкажіть, чим відрізняються ізотопи елемента:
- числом нейтронів
 - атомним номером
 - числом валентних електронів
 - числом протонів



Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Складіть електронну формулу елемента з порядковим номером 40. Скільки неспарених електронів має атом цього елемента?

Розв'язання



Усі підрівні, крім $4d$, заповнені повністю, тому неспарені електрони можуть бути тільки на $4d$ підрівні. Розміщення електронів в межах підрівня здійснюється згідно з правилом Гунда, тобто всього в атомі Zr 2 неспарених електрони.

Приклад 2. Наведіть всі чотири квантові числа для елементів, якщо стан електрона в атомі: а) $3s^1$; б) $6d^1$.

Розв'язання

а) електрон розміщений на третьому енергетичному рівні, отже, $n=3$; на s -підрівні, отже, $l=0$ та $m=0$, значення спінового квантового числа $s=+1/2$;

б) електрон розміщений на шостому енергетичному рівні, отже, $n=6$; на d -підрівні, отже, $l=2$; $m=0$; значення спінового квантового числа $s=+1/2$.

Приклад 3. Визначте положення у періодичній системі елемента, якщо його скорочена електронна формула має вигляд: $4s^2 3d^2$.

Розв'язання

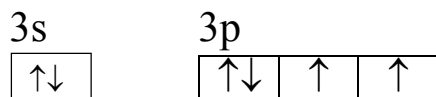
Елемент знаходиться в IV періоді, тому що максимальне значення головного квантового числа дорівнює чотирьом. Елемент відноситься до d -родини, тому що у нього заповнюється $3d$ -підрівень. Елемент знаходиться в побічній підгрупі, тому що належить до d -родини. Елемент знаходиться у четвертій групі, що впливає з загальної кількості валентних електронів (2+2). Знаючи положення елемента в періодичній таблиці, знаходимо, що це титан Ti .

Приклад 4. Скласти електронні та електронно-графічні формули двох зовнішніх енергетичних рівнів атома Сульфуру і іонів Сульфуру зі ступенями окиснення 0, -2 , $+6$.

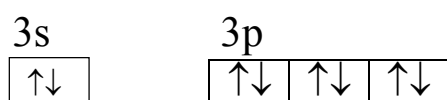
Розв'язання

Сульфур – елемент з порядковим номером 16. Електронна формула атома Сульфуру, що відповідає ступеню окиснення 0, має такий вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

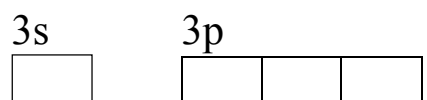
Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями:



У ступені окиснення –2 атом Сульфуру має на 2 електрони більше. Ці електрони розміщуються на 3p-підрівні $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



Переходячи в ступінь окиснення +6, атом сульфуру віддає шість електронів з 3s- і 3p-підрівнів: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$,



Приклад 5. У якого елемента Хлору чи Йоду – сильніше виражені неметалічні властивості. Відповідь поясніть.

Розв'язання

Елементи Хлор та Йод розміщені у VIIA – групі, отже, є електронними аналогами, проте Хлор знаходиться у III періоді та має три енергетичних рівня, а Йод – у V періоді, електронна оболонка атома Йоду складається з п'яти енергетичних рівнів. З цієї причини атомний радіус Хлору менший, ніж атомний радіус Йоду, тому спорідненість до електрона у Хлору більша, ніж у Йоду. Таким чином, неметалічні властивості у Хлору виражені сильніше, ніж у Йоду.

Приклад 6. Визначити тип хімічного зв'язку в молекулах KCl, N₂, SiO₂. Відповідь обґрунтувати.

Розв'язання

KCl – іонний тип зв'язку, оскільки він утворюється між двома атомами, що дуже відрізняються між собою за значеннями електронегативності (метал і неметал);

N₂ – молекула утворена між атомами одного й того ж елемента, таким чином, зв'язок ковалентний неполярний;

SiO_2 – зв’язок утворений між атомами однакової природи (неметали), а тому має місце ковалентний полярний зв’язок. Електронегативність Оксигену більша за електронегативність Силіцію.



Завдання для самопідготовки

1. Якій набір квантових чисел відповідає головним квантовим числам: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7?

2. Яку кількість електронів можна розмістити на: 1, 2, 3, 4, 5 рівнях?

3. Яку кількість електронів можна розмістити на: s, p, d, f підрівнях?

4. Яку електронну конфігурацію мають атоми елементів з порядковими номерами: 16, 24, 28, 30, 34, 45, 55, 62, 75, 80, 97, 104. Складіть електронно-графічну схему двох зовнішніх енергетичних рівнів атома хімічного елемента з відповідним порядковим номером. До яких родин за електронною забудовою належать елементи? Розрахуйте кількість протонів і нейтронів.

5. Напишіть електронні та електронно-графічні схеми двох зовнішніх енергетичних рівнів елементів, що наведені в таблиці 1. Визначте, до якої родини елементів (s-, p-, d-, f-) вони належать. Знайдіть максимальну валентність кожного з елементів. Скільки «валентних» електронів має кожен з них?

Таблиця 1

Варіанти завдань

Варіант	Елементи	Варіант	Елементи
1	Ca, O, Ta	7	Ti, Fe, Pm
2	Pr, Na, S	8	In, F, Zr
3	Se, Ni, Nd	9	Tl, Cl, Nb
4	Li, Cu, Tl	10	Na, Br, Ru
5	Mg, Po, Zr	11	Fe, At, Be
6	N, Fr, Eu	12	Ba, Zn, Pb

6. Назвіть елементи, які мають по 1, 2, 3 електрони на підрівні 3d, 4p ?

7. Назвіть елементи, які мають по 5, 4, 8 електронів на підрівні 5d, 2p ?

8. Яка формула валентних електронів буде для елемента з таким «місцем» в ПС: IIIпер IVA, Vпер IIБ, VIпер VA, IVпер IIБ, IVпер IIА, IVпер IIБ, IVпер VIIА, VIпер VIIIБ,

9. Знайдіть в ПС елемент , атом якого має таку формулу валентних електронів: $2s^2 2p^6$, $4s^1 3d^{10}$, $2s^2 2p^1$, $4s^2 3d^8$, $5s^2 5p^3$, $6s^2 5d^3$, $3s^2 3p^5$, $5s^2 4d^{10}$, $4s^2 4p^2$, $4s^2 3d^3$.

10. Визначте, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи елементів містяться елементи, якщо відома будова зовнішніх електронних оболонок атомів (табл. 2). Наведіть їх назви та порядкові номери в періодичній системі елементів.

Таблиця 2

Варіанти завдань

Варіант	Електронні конфігурації	Варіант	Електронні конфігурації
1	$1p^3; 3d^3$	9	$2d^3; 4p^2$
2	$4s^1; 4p^7$	10	$3f^3; 2p^5$
3	$3d^1; 2d^4$	11	$2p^2; 3d^{13}$
4	$3p^8; 3d^4$	12	$2p^{14}; 3d^{10}$
5	$3d^{12}; 5p^6$	13	$1d^2; 4p^5$
6	$4p^3; 2f^1$	14	$4p^2; 3f^{10}$
7	$4s^3; 5d^8$	15	$4d^{14}; 4f^5$
8	$4f^{11}; 3p^8$	16	$2p^6; 2d^4$

11. Електронна будова атома елемента $1s^2 2s^2 2p^6$. Якій із приведених частинок вона відповідає: Al^{3+} , F^0 , Na^+ , Mg^0 ? Які частинки називають ізоелектронними? Привести електронні формули та графічні схеми ізоелектронних частинок.

12. Де у періодичній системі розміщені s-, p-, d- та f-елементи?

13. Які періоди називаються короткими, а які – довгими?

14. Які елементи утворюють головні підгрупи, а які – побічні?

15. Як змінюються металічні властивості елементів у головних підгрупах і періодах?

16. Які з приведених електронних конфігурацій неможливі і чому: $3s^23p^5$, $3s^22d^6$, $4s^24p^7$, $2s^32p^3$, $5s^24d^8$, $4s^23d^{12}$, $3s^23p^2$, $5s^23f^{15}$, $6s^24f^5$, $2s^12p^3$, $4s^13d^{10}$, $4s^23d^54p^1$?

17. Що таке енергія іонізації атому? В яких одиницях вона вимірюється? Як змінюються металічні (відновні) властивості *s*- та *p*-елементів в групах періодичної системи із збільшенням порядкового номеру? Виходячи із величини енергії іонізації, вказати який із приведених елементів: *Be*, *Mg*, *Ca*, *Sr*, *Ba* проявляють найбільш виражені металічні властивості?

18. Що таке спорідненість до електрону? В яких одиницях вона виражається? Як змінюється неметалічна активність в рядах елементів: а) *C*, *N*, *OF*; б) *F*, *Cl*, *Br*, *I*. Із збільшенням порядкового номеру? Відповідь обґрунтуйте будовою атомів відповідних елементів.

19. Що таке електронегативність? Як змінюється електронегативність елементів в періодах та групах періодичної системи. Вказати як в рядах елементів: а) *B*, *C*, *N*, *OF*, та б) *O*, *S*, *Se*, *Tl* – змінюються їх неметалічні властивості (див. табл.).

20. Визначте тип хімічного зв'язку у речовинах: $AlCl_3$, $FeBr_2$, H_2O , Na_2O_2 , CaO , MgJ_2 , H_3N , N_2O_5 , SO_3 . Для відповіді залучить значення електронегативності елементів.

21. Визначте характер хімічного зв'язку в кристалічних структурах твердих речовин: а) KF ; б) $BaCl_2$; в) I_2 ; г) SiC ; д) Fe . Відповідь поясніть.

22. Який тип кристалічної ґратки мають такі сполуки: а) H_2O ; б) KCl ; в) CH_3COOH ; г) NH_3 ; д) CO_2 ?

23. Визначте тип гібридизації центрального атома в сполуках, запропонуйте геометрію часток: CH_4 , CO_2 , C_2H_2 , C_2H_4 , BeH_2 , BCl_3 , NH_3 , H_2O .

РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ

■► Теоретична частина

Розчини – однорідні суміші з двох (або кількох) речовин, в яких молекули (або іони) одної речовини рівномірно розподілені між частинками іншої речовини. У розчинах протікає багато природних процесів. З ними пов'язане формування покладів ряду корисних копалин, їх видобування і переробка, розділення речовин, глибоке очищення тощо.

Розчин – гомогенна, термодинамічно стійка система змінного хімічного складу, яка складається з розчиненої речовини, подрібненої до розмірів окремих молекула бо іонів та розчинника.

Розчинена речовина – це індивідуальна сполука, яка може бути виділена з розчину та існувати у вільному стані.

Розчинник – це компонент розчину, який не змінює агрегатного стану при розчиненні або концентрація якого суттєво більша концентрації інших компонентів.

Концентрація розчину кількісно характеризує його склад, вміст розчиненої речовини (в певних одиницях) в одиниці маси чи об'єму розчину:

Поняття	Визначення
Масова частка розчиненої речовини (w)	Це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину: $w = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}}$, де $m_{p.p.}$ – маса розчиненої речовини, $m_{p-ну}$ – маса розчину. Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника (води): $m_{p-ну} = m_{p.p.} + m(H_2O)$.

Поняття	Визначення
Молярна концентрація, або молярність (C_M)	<p>Визначається числом моль розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину.</p> $C_M = \frac{v_{p.p.}}{V_{p-ну}} = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p.p.}}$ <p>Виражається у [моль/л], але замість цієї розмірності дозволено позначати її великою літерою М, наприклад, записи 2 моль/л H_2SO_4 і 2М H_2SO_4 є рівноцінними.</p>
Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація (нормальність) C_N	<p>Це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів (v_E) розчиненої речовини до об'єму розчину ($V_{розч}$), виміряному в літрах:</p> $C_N = \frac{v_E}{V_{розчину}}; \quad C_N = \frac{m_{p.p.}}{M_E \cdot V_{розчину}}$ <p>Виражається у [моль-екв/л], чи просто [моль/л].</p>
Моляльна концентрація, або моляльність C_m	<p>Це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($v_{p.p.}$) до маси розчинника ($m_{розч-ка}$), виміряної у кілограмах. Показує число молів розчиненої речовини, що приходить на 1 кг (1000 г) розчинника, тому вона виражається у [моль/кг].</p> $C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{розч-ка}}$
Титр розчину (Т)	<p>Показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в одному мілілітрі розчину:г/мл</p> $T = \frac{m_{p.p.}}{V}$
Мольна частка розчиненої речовини $N_{p.p.}$	<p>Це відношення кількості моль розчиненої речовини $n_{p.p.}$ до суми кількостей моль розчиненої речовини і розчинника $n_{p-ка}$</p> $N_{p.p.} = \frac{n_{p.p.}}{n_{p.p.} + n_{p-ка}} = \frac{m_{p.p.}/M_{p.p.}}{m_{p.p.}/M_{p.p.} + m_{p-ка}/M_{p-ка}};$ <p>де $m_{p.p.}$ і $m_{p-ка}$ – маси відповідно розчиненої речовини і розчинника; $M_{p.p.}$ і $M_{p-ка}$ – відповідно їх молярні маси</p>



Приклади тестових завдань з теми

- Виберіть твердження, яке визначає масову частку розчиненої речовини в розчині:
 - маса розчиненої речовини в 100 г розчинника
 - маса розчиненої речовини в 100 г розчину
 - відношення маси розчину до маси розчиненої речовини
 - відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
- Знайдіть відповідність:
 - $\omega = \frac{m_{p.p}}{m_{p-ny}}$ А. Молярна концентрація
 - $T = \frac{m_{p.p}}{V}$ Б. Титр
 - $C_m = \frac{V_{p.p}}{V}$ В. Масова частка
- Розчини – це:
 - фізичні суміші
 - хімічні сполуки
 - гомогенні системи, що складаються з декількох компонентів
 - гетерогенні системи, що складаються з декількох компонентів
 - рідкі речовини
- Молярна концентрація розчину – це:
 - кількість молів еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину
 - кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчину
 - кількість молів розчиненої речовини в 1 кг розчину
 - кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчинника
 - кількість молів розчиненої речовини в 1 кг розчинника
- Вкажіть речовину, яка є кристалогідратом:
 - гіпс
 - малахіт
 - негашене вапно
 - крейда
- Виберіть твердження, яке визначає математичний вираз для розрахунку маси розчину:
 - добуток об'єму розчину на його густину
 - відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
 - відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
 - відношення маси розчину до його об'єму

Приклад 3. Визначте масову частку нітратної кислоти в розчині, 1 л якого містить 224 г HNO_3 , густина розчину 1,12 г/мл.

Розв'язання

Маса розчину: $m = \rho V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г}$.

Масова частка розчиненої речовини буде:

$$w = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{розчину})} = \frac{224\text{г}}{1120\text{г}} = 0,2 = 20\%.$$

Відповідь: 20%.

Приклад 4. Обчисліть масу натрій хлориду та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати 300 г розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 5%.

Розв'язання

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}, \text{ звідки } m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot w(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0,05 = 15 \text{ (г)}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 300 - 15 = 285 \text{ (г)}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{285}{1} = 285 \text{ (мл)}$$

Відповідь: 285 мл.

Приклад 5. Обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою манган(II) хлориду 8% та густиною 1,085 г/мл.

Розв'язання

Обчислюють масу даного розчину об'ємом 1л (1000 мл) та масу розчиненої речовини: $m_{\text{р-ну}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,085 = 1085 \text{ г}$.

$$m_{\text{р.р.}} = m_{\text{р-ну}} \cdot w = 1085 \cdot 0,08 = 86,80 \text{ г}.$$

Молярну концентрацію знаходимо за формулою:

$$C_M = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \cdot V_{\text{р-ну}}} = \frac{86,60}{126 \cdot 1} = 0,69 \text{ моль/л}.$$

Для розрахунку моляльної концентрації розчину знаходять масу води в 1л розчину: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{р.р.}} = 1085 - 86,80 = 998,20 \text{ г}$ та

$$v_{\text{р.р.}}(\text{MnCl}_2) = m/M = 86,80/126 = 0,69 \text{ моль}. \text{ За формулою } C_m = \frac{v \cdot 1000}{m_{\text{розч-ка}}}$$

знаходимо $C_m = \frac{0,69 \cdot 1000}{998,20} = 0,691 \text{ моль/кг}$. Обчислюємо титр даного

$$\text{розчину } T = \frac{m}{V}, \quad T = \frac{86,80}{1000} = 0,0868 \text{ г/мл}.$$

Відповідь: 0,69 моль/л; 0,691 моль/кг; 0,0868 г/мл.



Завдання для самопідготовки

1. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного при розчиненні 50 г ферум дихлориду в 160 г води.
2. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного при розчиненні 120 г натрій сульфату в 300 г води.
3. Яку масу калій нітрату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8% розчин.
4. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду щоб одержати 30% розчин?
5. Яку масову частку має розчин, утворений при додаванні 200 г води до 300 г 20% розчину натрій гідроксиду ?
6. Скільки грамів води треба додати до 350 г 15 % розчину калій хлориду, щоб одержати 8% розчин?
7. Яку масову частку має розчин, утворений при змішуванні 40 г 30 % розчину калій гідроксиду та 170 г 40% розчину цієї речовини?
8. Скільки грамів 8% розчину літій гідроксиду необхідно додати до 120 г 20% розчину цієї речовини, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,1 ?
9. Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з густиною 1.14 г / мл, який утворений з 800 г води та 120 г кристалічного натрій гідроксиду?
10. Яку масову частку матиме розчин купрум сульфату, якщо 50 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчинити в 540 г води.
11. В якій масі води необхідно розчинити 100 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин магній сульфату з масовою часткою 0.16 ?
12. Яку масу кристалогідрату $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ необхідно розчинити в 600 г води, щоб одержати 25% розчин магній нітрату? (461.5 г)
13. Обчисліть масу натрій хлориду, яка міститься в 400 мл розчину з масовою часткою солі 18% і густиною 1,15 г/ см³.
14. До 150 г розчину калій нітрату з масовою часткою солі 30% додали 100 мл води. Знайдіть масову частку солі в новоутвореному розчині.
15. Обчисліть масу розчину калій сульфату з масовою часткою солі 10%, який необхідно взяти для приготування 300 мл 0.5 М розчину цієї солі.

16. Порівняйте молярні концентрації речовин в таких розчинах:
 а) 500 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 50 % ($\rho=1,525 \text{ г/см}^3$); б) 600 г розчину з масовою часткою сульфатної(VI) кислоти 60% ($\rho=1,498 \text{ г/см}^3$);
21. Визначте масу води, в якій необхідно розчинити 50 г калій сульфату для одержання розчину з масовою часткою речовини 10 %.
22. До 120 г 28 % розчину солі долити 216 мл води. Чому дорівнює масова частка солі в одержаному розчині?
23. Визначити молярну концентрацію розчину, у 50 мл якого міститься 5,6 г калій гідроксиду.
24. Обчисліть молярну, моляльну концентрації та титр розчину з масовою часткою натрій хлориду 8% та густиною 1,056 г/мл.
25. Обчисліть масу калій хлориду та води для приготування розчину масою m з масовою часткою w . Яка буде масова частка розчину після випаровування з нього m_1 г води?

Варіант	m , г	w	m_1 , г
1	115	0,15	20
2	80	0,24	30
3	75	0,12	15
4	60	0,35	10
5	120	0,44	20
6	90	0,40	30
7	85	0,11	10
8	170	0,28	15
9	135	0,20	25
10	110	0,30	10
11	180	0,23	5

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

■► Теоретична частина

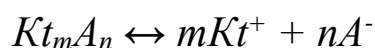
Електроліти – речовини, які в розчинах чи розплавах проводять електричний струм. Речовини, які не проводять електричний струм ні у розплавленому, ні у розчиненому стані, називаються **неелектроліти** (сахароза, бензен, етанол).

Електролітична дисоціація – процес розпаду молекул речовини в розчині чи розплаві на позитивно (катіони) і негативно (аніони) заряджені частки.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення концентрації електроліту, що розпався на іони, до його загальної концентрації у розчині: $\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}}$, де $C_{\text{дис}}$ і $C_{\text{заг}}$ – відповідно молярна концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л.

В залежності від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на сильні ($\alpha > 30\%$), електроліти середньої сили ($3\% < \alpha < 30\%$) та слабкі ($\alpha < 3\%$). До *сильних електролітів* належать: всі розчинні солі; сильні кислоти (H_2SO_4 , HClO_4 , HNO_3 , HMnO_4 , HCl , HBr тощо); гідроксиди лужних (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH). *Електроліти середньої сили* : H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 , HCOOH . *Слабкі електроліти* кислоти H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , HCN , HF , HClO ; основа $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, всі нерозчинні основи та розчин амоніаку (NH_4OH).

Константа дисоціації – це відношення добутку молярних концентрацій іонів в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні дисоціації, до початкової молярної концентрації електроліту при постійній температурі:



$$K_{\text{дис}} = \frac{[Kt^+]^m \cdot [A^-]^n}{[Kt_m A_n]}$$

де $[Kt^+]$ і $[A^-]$ – молярні концентрації відповідно катіонів і аніонів, а $[Kt_m A_n]$ – молярна концентрація недисоційованих молекул.

Закон розведення Оствальда: у міру розведення розчину (тобто зменшення концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

$$K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_M, \text{ звідки ступінь дисоціації } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}}, C_M = \frac{K_{\text{дис}}}{\alpha^2}.$$

Водневий показник (рН) характеризує середовище, це десятковий лагорифм молярної концентрації іонів Гідрогену у водному розчині, взятий з протилежним знаком: $\text{pH} = -\lg[H^+]$; $\text{pH} < 7$ – кисле середовище, $\text{pH} = 7$ – нейтральне середовище, $\text{pH} > 7$ – лужне середовище.

Іонний добуток води (K_w) – константа, яка характеризує дисоціацію води як слабого електроліту: $K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$.

Водневий показник є важливою характеристикою різних природних середовищ (ґрунтів, підземних вод та інше). Кислотність ґрунту не є її морфологічною (зовнішньою) ознакою, оскільки це фізико-хімічна властивість, якої ґрунт набуває у процесі свого розвитку під впливом різноманітних факторів ґрунтоутворення. Водночас реакція ґрунтового розчину надзвичайно важлива властивість, що визначає генетичні та виробничі (у тому числі і родючість) ґрунтові властивості, а також є одним із діагностичних ознак ґрунту, з чим і пов'язано вивчення понять про кислотність у контексті морфологічних ознак ґрунту.

Гідроліз солей – це омінна реакція між іонами слі та молекулул води. обмінного розкладу солей водою, в результаті чого утворюються Гідроген-іони (H^+) чи Гідроксид-іони (OH^-), що призводить до зміни характеру середовища.

Види гідролізу солей

Характеристика складу солі	Висновок про можливість перебігу гідролізу	Реакція середовища	Приклад формул солей, рівняння гідролізу
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз не відбувається	pH=7	NaCl, K ₂ SO ₄ , LiNO ₃
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз відбувається за катіоном	pH<7	CuCl ₂ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ , Al(NO ₃) ₃ , NH ₄ Cl NH ₄ ⁺ + H ₂ O ↔ NH ₄ OH + H ⁺
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за аніоном	pH>7	NaF, Na ₃ PO ₄ , NaCN CN ⁻ + H ₂ O ↔ OH ⁻ + HCN
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном	pH≈7	CH ₃ COONH ₄ , NH ₄ F, Pb(CH ₃ COO) ₂ NH ₄ ⁺ + CH ₃ COO ⁻ + H ₂ O ↔ NH ₄ OH + CH ₃ COOH

Таким чином, для солей, утворених катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, гідроліз відбувається з утворенням двох слабких електролітів, а pH середовища відповідає нейтральному.

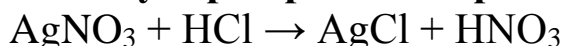
Іонообмінні реакції

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами називаються іонообмінними. Рівняння таких реакцій записують в молекулярній, повній іонно-молекулярній і короткій іонно-молекулярній формах. При складанні рівнянь реакцій в іонно-молекулярній формі формули малорозчинних сполук, газів, слабких електролітів і комплексних сполук пишуть у вигляді недисоційованих часток.

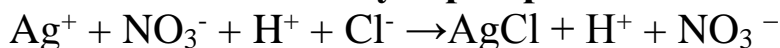
Іонообмінні реакції являються необоротними, ідуть зліва направо, до кінця, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

1) Утворюється осад малорозчинної сполуки:

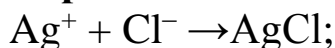
Молекулярне рівняння реакції:



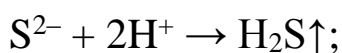
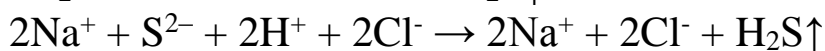
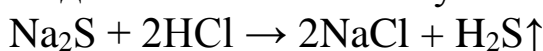
Повне іонно-молекулярне рівняння:



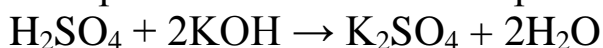
Коротке іонно-молекулярне рівняння:



2) Виділяється летка сполука:



3) Утворюється слабкий електроліт:



Приклади тестових завдань з теми

1. Ступінь дисоціації слабого електроліту лежить в межах:

- а) менше 0,03 б) 0,03 – 0,3 в) 0,3 – 1

2. Лужне середовище має значення рН

- а) рН = 7 б) рН < 7 в) рН > 7

3. Іонний добуток води має значення:

- а) $1 \cdot 10^{-12}$ б) $1 \cdot 10^{12}$ в) $1 \cdot 10^{-14}$ г) $1 \cdot 10^{14}$

4. Вираз константи дисоціації слабкої кислоти HNO_2 :

- а) $K = [\text{HNO}_2]/[\text{NO}_2^-] + [\text{H}^+]$ б) $K = [\text{HNO}_2]/[\text{NO}_2^-] + [\text{H}^+]$
в) $K = [\text{HNO}_2]/[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}^+]$ г) $K = [\text{H}^+] \cdot [\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2]$

5. Розчин в якому фенолфталеїн має малинове забарвлення:

- а) MgCl_2 б) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ в) K_2S г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

6. Кислотне середовище має значення рН

- а) рН = 7 б) рН < 7 в) рН > 7

7. Вираз константи дисоціації слабкої основи NH_4OH :
- $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{OH}^-] + [\text{NH}_4^+]}$
 - $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+] + [\text{OH}^-]}$
 - $K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}$
 - $K = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$
8. В розчині солі CuCl_2 спостерігається середовище:
- $\text{pH} > 7$
 - $\text{pH} < 7$
 - $\text{pH} = 7$
 - $\text{pH} \approx 7$
9. Зв'язок константи та ступеня дисоціації:
- $K = \alpha C$
 - $K = \alpha C / (1 - \alpha)$
 - $K = (1 - \alpha) C$
 - $K = \alpha^2 C$
10. У водному розчині кислу реакцію матиме:
- натрій ацетат
 - амоній хлорид
 - натрій карбонат
 - натрій гідрогенфосфат
 - натрій дигідрогенфосфат
11. Виберіть визначення ступеня дисоціації:
- кількість дисоційованих молекул в 1 літрі розчину;
 - відношення загальної кількості молекул у розчині до кількості дисоційованих молекул;
 - відношення кількості дисоційованих молекул до загальної кількості молекул розчиненої речовини;
 - кількість дисоційованих молекул, що припадає на 1 молекулу розчинника.
12. Виберіть частинки, завдяки яким розчин проводить електричний струм:
- молекули розчиненої речовини
 - електрони
 - іони
 - молекули полярного розчинника
13. Виберіть речовину, яка дисоціює при розчиненні у воді:
- глюкоза
 - оцтова кислота
 - цукор
 - спирт
14. Вкажіть речовину, при внесенні якої в кислі ґрунти зниження кислотності ґрунту не відбувається:
- фосфоритне борошно (містить фосфати, оксид та карбонат кальцію);
 - доломітове борошно (містить кальцій і магній карбонати);
 - вапняк (містить кальцій карбонат);
 - аміачна селітра (містить амоній нітрат).
15. До електролітів відносять:
- водень;
 - глюкоза;
 - вуглекислий газ;
 - калій бромід.



Приклади виконання типових завдань

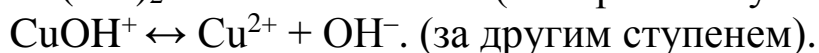
Приклад 1. Написати рівняння дисоціації для таких речовин:
а) натрій гідроксиду; б) хлоридна кислота; в) купрум(II) гідроксид;
г) ферум(III) сульфат.

Розв'язання

а) Натрій гідроксид – луг, належить до сильних електролітів і піддається у розчинах повній дисоціації: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

б) Хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах дисоціює практично повністю: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

в) Купрум(II) гідроксид – це малорозчинна речовина, слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації за двома ступенями:



г) Ферум(III) сульфат – сильний електроліт, добре розчинна сіль, тому дисоціює повністю, в одну стадію:



Приклад 2. Розрахуйте ступінь дисоціації дигідроген сульфідної кислоти за першим ступенем у 0,1 М розчині, якщо константа дисоціації для цього ступеня дорівнює $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Розв'язання

Константа дисоціації ($K_{\text{д}}$) та ступінь дисоціації (α) слабого електроліту пов'язані між собою співвідношенням (закон розведення Оствальда)

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_{\text{м}}}{1 - \alpha}, \text{ де } C_{\text{м}} \text{ – молярна концентрація електроліту, моль / л.}$$

У випадку дуже розведених розчинів (дуже слабких електролітів) ($\alpha \ll 1$) вираз закону Оствальда спрощують $K_{\text{дис}} = \alpha^2 C_{\text{м}}$.

$$\text{H}_2\text{S} \text{ дуже слабка, тому } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_{\text{м}}}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: $1,05 \cdot 10^{-3}$.

Приклад 3. Обчислити рН в розчині HCl з молярною концентрацією кислоти 0,1 моль/л.

Розв'язання

$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; Оскільки HCl сильний електроліт, то $[\text{H}^+] = C_{\text{м}}$ (HCl) = 0,1 моль/л; $\text{pH} = -\lg 0,1 = 1,0$.

Відповідь: 1,0.

Приклад 4. Обчислити рН в розчині NaOH для приготування якого взяли 0,5 г твердого луѓу і утворили 200 мл розчину.

Розв'язання:

Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту

$$C_m = v/V; v(\text{NaOH}) = m/M;$$

$$v(\text{NaOH}) = 0,5/40 = 0,0125 \text{ моль};$$

$$C_m = 0,0125/0,20 = 0,0625 \text{ моль/л};$$

Для NaOH – сильного електроліту відбувається повна дисоціація, тому:

$$[\text{OH}^-] = C_m(\text{NaOH}) = 0,0625 \text{ моль/л};$$

Знаходимо концентрацію іонів OH^- , використовуючи формулу

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14};$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14}/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/0,0625 = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ (моль/л)}.$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 1,6 \cdot 10^{-13} = 12,8 \text{ (лужне середовище)}.$$

Відповідь: 12,8.

Приклад 5. Обчисліть рН в розчині ацетатної кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/л. $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Розв'язання

Ацетатна (оцтова) кислота є слабким електролітом.



$$K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = [\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]/C_m; \text{ або } [\text{H}^+]^2/C_m;$$

$$\text{звідки } [\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{дис}} \cdot C_m} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05} = 9,35 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

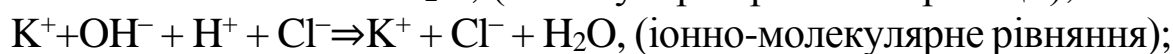
$$\text{pH} = -\lg 9,35 \cdot 10^{-4} = 3,0.$$

Відповідь: 3,0.

Приклад 6. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що протікають при змішуванні розчинів КОН та HCl.

Розв'язання

При змішуванні розчинів луѓу і кислоти відбувається реакція нейтралізації:





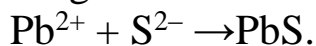
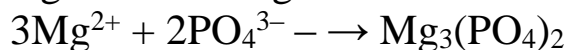
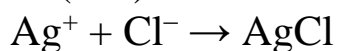
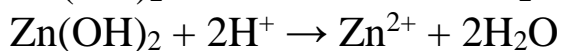
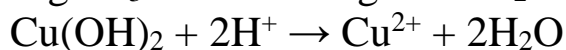
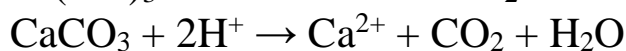
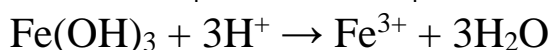
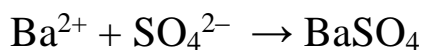
Завдання для самопідготовки

1. Вказати електроліти серед наступних речовин: KOH, CaCl₂, CH₃OH, HNO₃, C₂H₅COOH, C₁₂H₂₂O₁₁, ZnSO₄, Ba(OH)₂.
2. Визначити серед електролітів сильні та слабкі: H₂SiO₃, NaOH, Ca(NO₃)₂, H₂S, CH₃COOH, Al(OH)₃, KH₂PO₄, CuOHCl, Na₂SO₄, NH₄OH.
3. Написати рівняння дисоціації для таких речовин: NiCl₂, K₂CO₃, Al(NO₃)₃, NaOH, KOH, HCl, H₂SO₄, MgSO₄, CuSO₄, CuCl₂, FeCl₂, Al(OH)₃, (NH₄)₂SO₃.
4. Концентрація ціанід-іонів в 1 М розчині синильної (ціанідної, HCN) кислоти дорівнює $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначте ступінь і константу дисоціації кислоти.
5. Обчисліть константу дисоціації оцтової кислоти, якщо ступінь її дисоціації в 0,1 М розчині дорівнює 1,32 %.
6. Визначте ступінь дисоціації 0,05 М розчину нітритної кислоти, якщо константа дисоціації її становить $5 \cdot 10^{-4}$.
- 7.1. Константа дисоціації кислоти А дорівнює $K_{\text{дис}}$. Визначте ступінь її дисоціації в розчині з молярною концентрацією C_m .
- 7.2. Ступінь дисоціації кислоти А в розчині з молярною концентрацією C_m , дорівнює α . Визначте константу дисоціації кислоти А, та порівняйте з табличною.
- 7.3. Для якої концентрації розчину ступінь дисоціації кислоти А д α дорівнює α ?

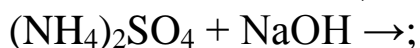
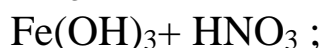
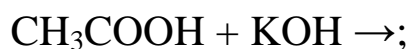
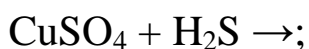
№ задачі	№ варіанта	Кислота А	$K_{\text{дис}}$	C_m , моль/л	
7.1	1	HNO ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$	$5,0 \cdot 10^{-2}$	
	2	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	
7.2	1	C ₃ H ₇ COOH		$5,0 \cdot 10^{-3}$	$5,5 \cdot 10^{-2}$
	2	HOCl		$2,0 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$
7.3	1	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$		$5,0 \cdot 10^{-2}$
	2	HCN	$7,9 \cdot 10^{-4}$		$2,0 \cdot 10^{-3}$

8. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH у деякому розчині становить 3,0%. Розрахуйте концентрацію іонів Гідрогену в розчині в молях на літр та рН розчину, якщо її константа дисоціації становить $1,8 \cdot 10^{-4}$.

9. Обчисліть ступінь дисоціації та концентрації іонів OH^- в 0,1 М розчині NH_4OH ($K_{\text{дис}} = 1,77 \cdot 10^{-5}$).
10. Розрахувати рН розчину HCl з молярною концентрацією 0,002 моль/л.
11. Розрахувати рН розчину H_2SO_4 з молярною концентрацією 0,005 моль/л.
12. Розрахувати рН розчину KOH з молярною концентрацією 0,001 моль/л.
13. Розрахувати рН розчину хлоридної кислоти, 600 мл якого містить 12 г HCl .
14. Розрахувати рН розчину натрій гідроксиду, 400 мл якого містить 1,6 г NaOH .
15. Складіть молекулярне рівняння реакції між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:



16. Написати молекулярні та іонні рівняння наступних іоннообмінних реакцій:



17. Скласти рівняння гідролізу для запропонованих солей, вказати реакцію середовища. KCH_3COO , NaCl , Na_2CO_3 , KNO_3 , NH_4Cl , CuCl_2 , CaCl_2 , FeSO_4 , NH_4CN , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, NaCN , K_2S , Na_3PO_4 , NH_4Br , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{CN})_2$, NH_4F , CrCl_3 .

■► Експериментальна частина

Дослід 1. Електропровідність розчинів речовин.

За допомогою приладу, визначте можливість запропонованих речовин проводити електричний струм: а) дистильована вода; б) водопровідна вода; в) розчин цукру; г) розчин соляної кислоти; д) розчин натрій гідроксиду; е) розчин натрій хлориду.

Для речовин, що проводять електричний струм складіть рівняння дисоціації.

Дослід 2. Забарвлення індикаторів в залежності від середовища.

В дев'ять пронумерованих пробірок налити по 1,5–2 мл дистильованої води. Розділити пробірки на 3 серії. В пробірки першої серії додати по 1 краплині фенолфталеїнового, в пробірки другої серії додати по 3 краплини метилового оранжевого, в пробірки третьої серії додати по 5 краплин лакмусу. В кожну першу пробірку серії додати по 1 краплині розчину лугу, в кожну другу пробірку – по 1 краплині розчину HCl , треті пробірки показують забарвлення індикаторів в нейтральному середовищі. Записати свої спостереження в таблицю:

Індикатор	$\text{pH} = 7$ нейтральне	$\text{pH} > 7$ лужне	$\text{pH} < 7$ кислотне
фенолфталеїн			
метиловий оранжевий			
лакмус			

Дослід 3. Визначення pH середовища за допомогою універсального індикаторного папірця

На листочок індикаторного паперу нанести крапельку розчину солі, лугу, кислоти з реактивів, що є в штативі. Негайно піднести вологий папірець до шкали і по забарвленню плями визначити значення pH . Записати спостереження в зошит.

Дослід 4. Обмінні реакції в розчинах електролітів

а) Налийте у три пробірки по 2–3 мл розчинів: у першу – FeCl_3 , у другу – CuSO_4 , у третю – MgCl_2 . У кожну з пробірок додайте розчин лугу. Відмітьте кольори осадів. Напишіть молекулярні та іонно-молекулярні рівняння відповідних реакцій.

в) Налийте у пробірку 2–3 мл розчину NH_4Cl та додайте розчин лугу. Напишіть рівняння реакції утворення NH_4OH . Нагрійте пробірку з реакційною сумішшю. Який газ виділяється? Напишіть рівняння розкладу амоній гідроксиду.

г) Налийте в дві пробірки по 2–3 мл розчину лугу та додайте по 2–3 краплі фенолфталеїну. Відмітьте колір розчинів. По краплях додавайте в одну пробірку розчин сульфатної кислоти, а в другу – розчин ацетатної кислоти до знебарвлення розчинів. Скільки крапель кислоти потрібно у кожному випадку? Поясніть результати дослідів, порівнюючи силу кислот.

Дослід 5. Вплив природи солі на реакцію середовища

За допомогою індикаторного паперу визначить рН в розчинах солей Na_2CO_3 , ZnSO_4 , NaCl і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Написати рівняння гідролізу і величину рН середовища.

ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

■► Теоретична частина

Окисно-відновні реакції (ОВР) – це хімічні процеси, які супроводжуються передачею електронів, при цьому відбуваються зміна ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Окисно-відновні процеси відіграють надзвичайно важливу роль у природі, виробництві, техніці та побуті людини. Завдяки окисно-відновним реакціям на ранній стадії життя нашої планети утворились гірські породи і мінерали. Процеси, що відбуваються у глибинах Землі (насамперед виверження вулканів, згоряння метеорних тіл і грозові розряди в атмосфері), завжди супроводжуються окисно-відновними перетвореннями. Кисень земної атмосфери бере активну участь у цих перетвореннях. Цікаво, що у земній корі більшість порід і мінералів містять Fe(III) , тоді як у породах Місяця і ґрунті знаходять майже винятково Fe(II) . Це пояснюють відсутністю вільного кисню і водяної пари на Місяці.

Ступінь окиснення записується арабськими цифрами угорі над символом хімічного елемента з попереднім знаком «+» або «-», наприклад, Cu^{+2} .

Для знаходження ступенів окиснення атомів елементів у сполуці спираються на певні **правила визначення ступенів окиснення**.

1. Атоми елементів у простій речовині мають ступінь окиснення, що дорівнює нулю $\text{O}_2^0, \text{Fe}^0$,

2. Ступінь окиснення атомів Оксигену в більшості речовинах дорівнює -2 , (але в H_2O_2 ступінь окиснення Оксигену дорівнює -1)

3. Атоми Гідрогену у речовинах мають ступінь окиснення $+1$, крім гідридів активних металів.

4. Атоми Флуору F як найбільш електронегативного елемента в речовинах завжди виявляють ступінь окиснення -1 .

5. Ступінь окиснення атомів лужних металів у речовинах дорівнює $+1$, а лужноземельних $+2$.

6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю, а у будь-якому іоні – заряду іона.

7. *Вищий (максимальний) ступінь окиснення* для атомів більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br) визначається за номером групи періодичної системи. Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів, а також деякі р-елементи.

8. *Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення* для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\text{min.ст.ок.} = (\text{№ групи} - 8)$.

Процес віддачі електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення елемента, називається **окисненням**. Частинка, яка віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, називається **відновником**: $\text{Fe}^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$; $\text{H}_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+$.

Процес приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називається **відновленням**. Частинка, яка приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисником**: $\text{Ag}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$, $\text{Br}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$.

Для урівнювання ОВР застосовують *метод електронного балансу*, тобто, кількість електронів, які віддає відновник має дорівнювати кількості електронів, які приймає окисник.

Електрохімічними процесами називають окисно-відновні реакції, які відбуваються в розчинах або розплавах електролітів на поверхні електродів і супроводжуються або появою в системі електричного струму, або відбуваються при підведенні струму від зовнішнього джерела.

Електрод – це пластинка з металу, графіту або іншого матеріалу, який має електричну провідність і занурена в розчин або розплав електроліта.

Різниця потенціалів на межі розділу метал-розчин електроліту називаються **електродним потенціалом** (ϕ , E).

Якщо всі метали розташувати в послідовності зростання їх електродного потенціалу, то утворюють так званий **електрохімічний ряд напруг металів**, або ряд активностей: Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, La, Mg, Th, Be, Al, U, Pu, Np, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, [H], Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.



Приклади тестових завдань з теми

1. Безумовний окисник:
 - а) речовина, яка може тільки приєднувати електрони
 - б) речовина, яка може тільки віддавати електрони
 - в) речовина, яка може тільки збільшувати свій ступінь окиснення
 - г) речовина, яка може як приєднувати так і віддавати електрони

2. Безумовний відновник:
 - а) речовина, яка може тільки приєднувати електрони
 - б) речовина, яка може тільки віддавати електрони
 - в) речовина, яка може тільки зменшувати свій ступінь окиснення
 - г) речовина, яка може як приєднувати так і віддавати електрони

3. Окиснення це процес:
 - а) приєднання електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента зменшується
 - б) відриву електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента зменшується

- в) приєднання електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента збільшується
- г) відриву електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента збільшується
4. Відновлення це процес:
- а) приєднання електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента зменшується
- б) відриву електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента зменшується
- в) приєднання електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента збільшується
- г) відриву електронів, в результаті якого ступінь окиснення елемента збільшується
5. В реакції $\text{HCl} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ окисником є:
- а) HCl б) $\text{HNO}_3(\text{конц})$ в) NOCl г) Cl_2
6. В реакції $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ відновником є:
- а) H_2S б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в) H_2SO_4 г) S д) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
7. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:
- а) 19 б) 23, в) 29, г) 32, д) 41
8. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{ClO}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:
- а) 8 б) 13 в) 17 г) 21 д) 29
9. Сума коефіцієнтів у рівнянні реакції $\text{Br}_2 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ дорівнює:
- а) 22 б) 26 в) 31 г) 36 д) 49
10. У сполуках NH_3 , N_2O , NO_2 , N_2O_5 Нітроген має ступені окиснення:
- а) -3, +2, +4, +5 відповідно б) -3, +1, +2, +5 відповідно
- в) -3, +1, +4, +5 відповідно г) +3, +1, +4, +5 відповідно

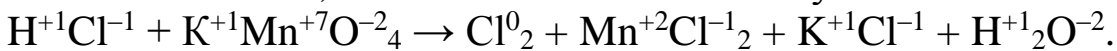


Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції $\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ методом електронного балансу. Вкажіть окисник, відновник; процес відновлення та окиснення.

Розв'язання

Визначаємо, які елементи змінюють ступені окиснення:

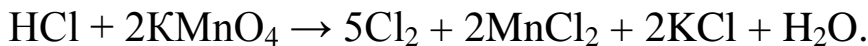


Ступені окиснення змінюють $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ і $\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}^0$. Окисником є Mn^{+7} (KMnO_4), відновником – Cl^{-1} (HCl).

Складаємо електронні рівняння:

	Кількість електронів	НСК	Коефіцієнти
$\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}$	5	10	2
$2\text{Cl}^{-1} - 2e = \text{Cl}^0_2$	2		5

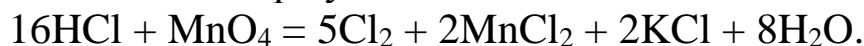
Коефіцієнти перед KMnO_4 , MnCl_2 і KCl – 2, перед Cl_2 – 5:



Коефіцієнт перед HCl знаходимо, виходячи з того, що у правій частині рівняння міститься $10 + 4 + 2 = 16$ атомів Cl , а у правій – лише один. Тому перед HCl слід поставити коефіцієнт 16.

Кількість атомів H до реакції 16 (у складі HCl), а після – 2, тому коефіцієнт перед H_2O – 8.

Остаточно одержуємо:

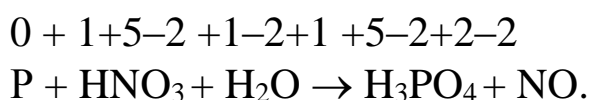


Перевіряємо кількість усіх атомів до і після реакції, щоб переконатись, що рівняння складене правильно.

Приклад 2. Підібрати коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції: $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ методом електронного балансу.

Розв'язання

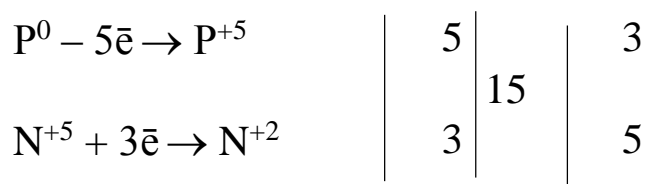
Визначимо ступені окиснення всіх елементів:



Ступінь окиснення змінили Фосфор та Нітроген. Фосфор віддає електрони, ступінь його окиснення підвищується з 0 до (+5), він – відновник. Нітроген приймає 3 електрони, змінюючи ступінь окиснення з (+5) до (+2). Нітратна кислота – окисник.

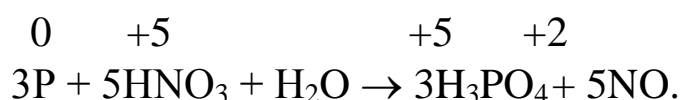
Для знаходження основних коефіцієнтів застосовують схему електронного балансу. В її основу покладене твердження про те, що кількість електронів, яку віддає відновник, повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окисником.

Схему електронного балансу записують так:



Щоб кількість електронів, які приєднує окисник, дорівнювала кількості електронів, що віддає відновник, треба знайти найменше спільне кратне цих двох чисел (для 5 і 3 – це 15, а основними коефіцієнтами будуть 3 для Фосфору і 5 для Нітрогену).

Підставимо коефіцієнти у схему:



Тепер треба підрахувати кількість атомів Гідрогену в лівій і правій частинах схеми реакції. Ця кількість неоднакова, але не можна змінювати коефіцієнти перед окисником чи відновником, бо це порушить електронний баланс. Тому кількість атомів Гідрогену треба зробити однаковою, поставивши коефіцієнт 2 перед формулою води. Остаточно рівняння реакції матиме такий вигляд:



Правильність написання рівняння перевіряють підрахунком кількості атомів Оксигену: у лівій частині рівняння їх $5 \cdot 3 + 2 \cdot 1 = 17$; у правій – $3 \cdot 4 + 5 \cdot 1 = 17$. Отже, рівняння складене правильно.



Завдання для самопідготовки

1. Визначити величину ступеня окиснення в елементах слідуєчих сполук: KCl , KClO_3 , H_2O , NH_4Cl , H_2SO_3 , NH_4OH , NiCl_2 , RbNO_3 , BaS , HCOOK , H_2SO_4 , HCOONa , H_2O , KNO_3 , Na_2CO_3 , NH_4OH , AlCl_3 , CrO_3 , MnO_2 .
2. Яким з хімічних частинок, притаманні тільки окисні, або тільки відновні, або як окисні, так і відновні властивості: а) KMnO_4 , MnO_2 , V_2O_5 , KI ; б) KClO_4 , Na_2S , Na_2O_2 , Zn ; в) Na_2SO_3 , Be , NO , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; г) PbO_2 , HNO_3 , N_2 , H_2S .
3. Підберіть коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій методом електронного балансу вказати процеси окиснення та відновлення, окисник та відновник:

В-т	Схеми окисно-відновних реакцій
1	$\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
2	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{CrCl}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$
6	$\text{SO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{MnO}_2 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH}(\text{конц.}) \rightarrow \text{NiO}(\text{OH}) + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
12	$\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KSbO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{Mg} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MgSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

■■■➔ Експериментальна частина

Дослід 1. Окисні властивості речовин

а) Окисні властивості калій дихромату. Приготуйте у пробірці розчин калій дихромату, підкислений сульфатною кислотою, та додайте натрій сульфід. Відмітьте зміну кольору реакційної суміші. Про появу яких іонів свідчить цей колір? Написати рівняння реакцій.

б) Окисні властивості калій перманганату. Налийте в 3 пробірки по 1-2 мл розчину калій перманганату, в одну з них долийте такий же об'єм розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – розчин лугу, а потім додайте натрій сульфід, Спостерігайте зміну забарвлення у кожній пробірці. Який ступінь окиснення набуває Манган у кожному середовищі?

На підставі проведених дослідів зробіть висновок про характер продуктів відновлення перманганат-іону залежно від рН середовища. В якому середовищі перманганат-іон виявляє найбільш високу окисну активність? Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Відновні властивості речовин

а) Відновлення іонів купруму(II) залізом

В пробірку з розчином купрум(II) сульфату занурити залізний цвях, який попередньо зачищений наждачним папером. Через кілька хвилин спостерігати виділену мідь на поверхні цвяху. Що при цьому відбувається? Скласти рівняння реакцій.

б) Відновні властивості сполук хрому(III)

До 2–3 мл солі хрому (III) додають надлишок розчину лугу і краплями бромну воду. Як змінюється колір розчину? Скласти рівняння реакції.

Дослід 3. Окисно-відновна подвійність

а) Окисно-відновні властивості нітритів

До 1–2 мл розчину калій перманганату додайте 1–2 мл розведеної сульфатної кислоти, а потім по краплях – розчин натрій нітриту до повного знебарвлення розчину. Яка функція переважає у поведінці нітратів (III) – окисна чи відновна? Мотивуйте відповідь на основі значень окисно-відновних потенціалів систем, що досліджуються.

б) Окисно-відновні властивості гідроген пероксиду

До 2–3 мл калій йодиду додайте стільки ж розведеної сульфатної кислоти та по краплях – розчин гідроген пероксиду. Яка речовина утворилася і як її можна виявити?

ОСНОВИ ГЕОХІМІЇ. ГЕОХІМІЧНІ КЛАСИФІКАЦІЇ ЕЛЕМЕНТІВ. РОЗПОВСЮДЖЕННЯ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ У ЗЕМНІЙ КОРИ

■► Теоретична частина

У сучасному розумінні *геохімія* є наукою про процеси міграції, концентрації і розсіювання хімічних елементів у різних природних об'єктах – оболонках Землі, гірських породах, ґрунтах, поверхневих і підземних водах.

В гірській породі, природних водних розчинах та атмосфері хімічним аналізом можна зафіксувати присутність 85 хімічних елементів. Ще п'ять – Rn, Ra, Ac, Po, Ne можуть бути зафіксовані як продукти радіактивного розпаду U та Th в їхніх рудах. Геохімічна класифікація хімічних елементів, запропонована В.М. Гольдшмідтом в 1933 році, враховує також і будову атомів: основний поділ хімічних елементів робиться за їх асоціативністю із континентальними породами (літофільність), із багатими залізом породами (сидерофільність), можливістю формувати сульфідні (халькофільність), нагромадженням в атмосфері або у низькотемпературних водних розчинах (морська, річкова вода, підземні води) – атмофільність і гідрофільність.

Атоми *літофільних* (від грецького *lithos* – камінь) елементів концентруються в оксидних і силікатних фазах і мають в іонізованому вигляді будову аналогічну атомам інертних газів; літофіти (54 елементи) утворюють іони з 8-електронною оболонкою (Na, Mg, Al, Si, K, Ca та ін.). *Халькофільні* (від грецького *chalkos* – мідь) елементи, утворюють сполуки із сіркою та її аналогами (Se, Te, As) належать до елементів побічних груп Періодичної системи із заповненою 18-атомною оболонкою, що передує валентній оболонці; халькофіли (19 елементів) мають іони з 18-електронною оболонкою (Cu, Zn, Pb, Ag, Hg, Sb, As та ін.). *Сидерофіли* (від грец. *sideros* – залізо) – перехідні метали із незаповненою d-оболонкою, утворюють металічну фазу метеоритів і мабуть земне ядро; іони сидерофілів (11 елементів) мають 8 – 18-електронну оболонку (Fe, Ni, Co, платиноїди та ін.). *Атмофільні* (від грец. *atmos* -повітря) – інертні гази і азот, що утворює саму міцну із двоатомних молекул N₂; атмофіли мають атоми з 8-електронною оболонкою (інертні гази).

Класифікація Гольдшмідта широко використовується в геохімії; принципи цієї класифікації розвивалися в роботах Беуса та Вернадського та інших геохіміків.

Додатково Вернадський запропонував виділяти **циклічні елементи**, що відіграють важливу роль у поверхневих геохімічних циклах, **благородні** (не схильні до формування хімічних сполук в природі) та **радіоактивні** елементи.

Літофільні:

- циклічні Be, B, Na, K, Si, Al, Ti, Mg, Ca, Cr, Mn, Sr, Zr, Ba, P, W
- розсіяні Li, Br, Rb, Nb, Cs, Ta,
- сильно радіоактивні U, Th, Ra, Ac, Pa

Сидерофільні:

- циклічні Fe, Co, Ni, Mo, P
- благородні Pt, Rh, Ru, Ir, Re, Os

Халькофільні:

- циклічні S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb, Sb, S, Se, Te, Hg
- благородні Au, Pd
- розсіяні In

Атмофільні:

- циклічні C, O, N, H
- інертні гази He-Kr
- сильно радіоактивні Rn

Гідрофільні: O, H, Cl, Br, I, S

В.М. Гольдшмідт відмітив різну позицію окремих геохімічних груп елементів на кривій періодичної залежності атомних об'ємів від порядкового номера (рис. 1) атмофіли і літофіли розміщуються на піках кривих, а халькофіли та особливо, сидерофіли – коло мінімумів, притому що перші на ланці із додатнім нахилом, а другі – із від'ємним. Тобто, розміри або ж радіуси атомів окремих груп елементів виразно відрізняються між собою. Отже, літофільні елементи – це типомі метали (Na, K, Mg, Ca, Ba) із однієї сторони і типові неметали (O, F) із іншої. Елементи із проміжною електронегативністю розподілені між халькофілами (Cu, Zn, Ag, Cd, Au, Hg, Pb, S, Se, As, Sb, Te, Bi) і сидерофілами (звичайно це перехідні метали – Fe, Co, Ni, Mo, Re, Os, Pt).

■■■► Практична робота

Завдання роботи: на кривій атомних об'ємів (рис. 1) зафарбувати відповідно коло елементів наступними кольорами: **атмофільні** – блакитним, **літофільні** – жовтим, **халькофільні** – жовто-гарячим, **сидерофільні** – червоним.

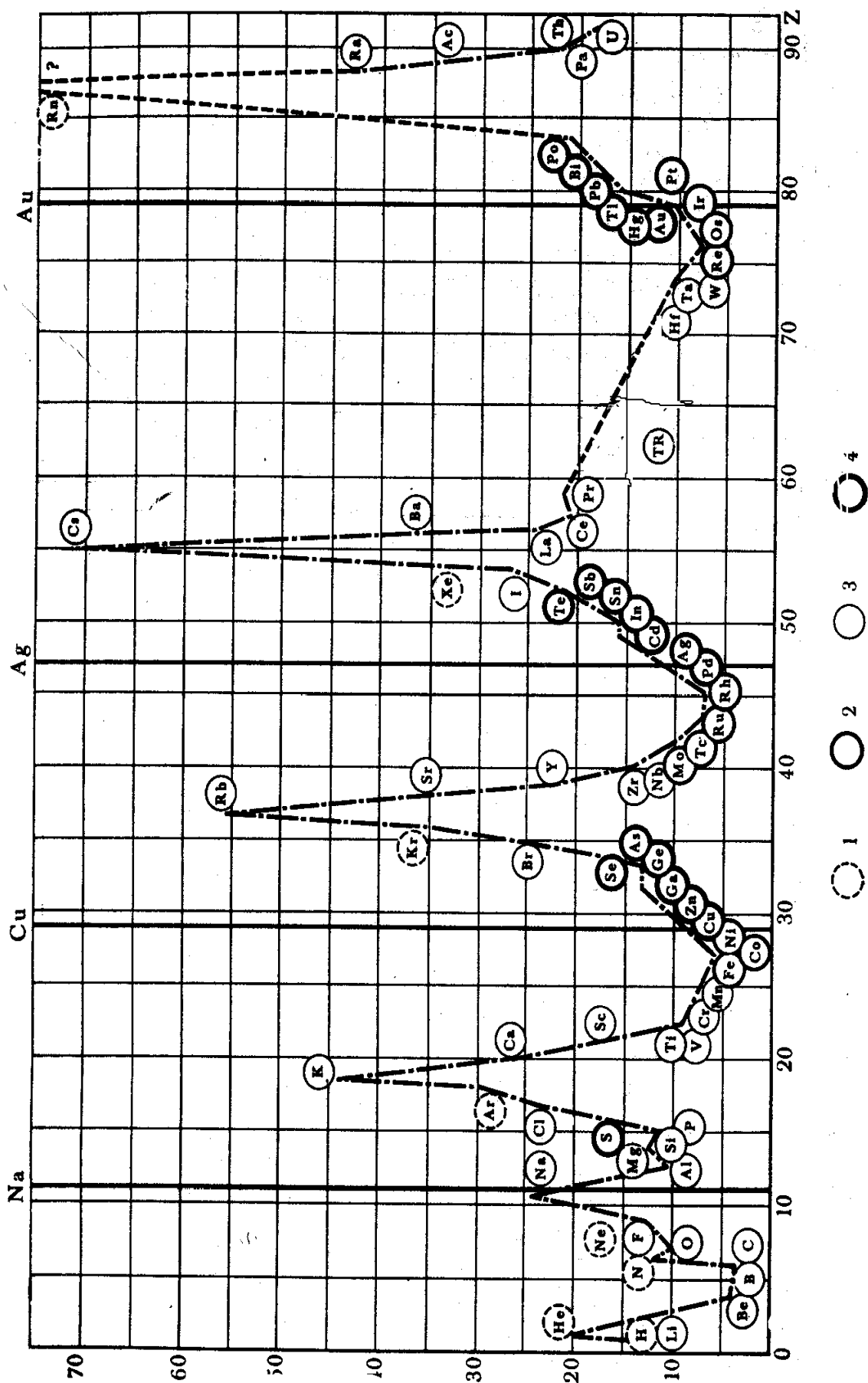


Рисунок 1. Крива періодичної залежності атомних об'ємів елементів від їх порядкового номера

КЛАРКИ ЗЕМНОЇ КОРИ

■► Теоретична частина

Земна кора – це кам'яна кора (літосфера), океанські та внутрішні води (гідросфера), а також повітряна оболонка (атмосфера). На літосферу припадає 93,06 масових відсотків земної кори, на гідросферу – 6,91%, на атмосферу – 0,03%. Вміст елементів в земній корі показується масовими або атомними кларками. **Масовий кларк** – це масовий процент, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі. **Атомний кларк** – це кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів.

Вміст елементів в земній корі представлений у таблиці 1.

№ з/п	Елемент	Масовий кларк	Загальний процент	№ з/п	Елемент	Масовий кларк	Загальний процент	
1	Оксиген	49,50	99,51	16	Нітроген	0,030	0,46	
2	Силіцій	25,80		17	Рубідій	0,029		
3	Алюміній	7,57		18	Флюор	0,028		
4	Ферум	4,70		19	Барий	0,026		
5	Кальцій	3,38		20	Цирконій	0,021		
6	Натрій	2,63		21	Хром	0,019		
7	Калій	2,41		22	Нікол	0,015		
8	Магній	1,95		23	Стронцій	0,014		
9	Гідроген	0,88		24	Ванадій	0,014		
10	Титан	0,41		25	Цинк	0,012		
11	Хлор	0,19		26	Купрум	0,010		
12	Фосфор	0,09		27	Вольфрам	0,0064		
13	Карбон	0,087		28	Літій	0,0060		0,02
14	Манган	0,085		29	Церій	0,0043		
15	Сульфур	0,048		30	Кобальт	0,0037		
99,99%								

Таким чином 12 елементів складають основну масу земної кори – 99,51%, тоді як решта елементів (80), що існують у природі – 0,49%. 30 елементів складають практично всю масу земної кори – 99,97%, вони є поширеними і відповідають за життя на Землі. Елементи, вміст яких не перевищує 0,01-0,0001%, називають *рідкісними*. Якщо рідкісні елементи не утворюють власних мінералів, то їх називають «*рідкісними розсіяними*» (Br, In, Ra, U, Re, Hf, Se і ін.). Так, у Урану і Бром у кларки майже однакові ($2,5 \cdot 10^{-4}$ і $2,1 \cdot 10^{-4}$), але Уран – рідкісний елемент, так як відомо 104 уранових мінерали і уранові родовища, а Бром – розсіяний (має лише один мінерал).

26 елементів – 99,97% – поширені хімічні елементи.

У геохімії є ще поняття «мікроелементи», яке означає елементи, що містяться в малих кількостях (>0,01%) в даній системі. Так, Алюміній – мікроелемент в живому організмі і макроелемент в силікатних породах.

Встановлено, що кларки в основному не залежать від хімічних властивостей елементів. А як впливає на поширеність ядро елемента? Ще в 1923 р. *В.М. Гольдшмідт* сформулював *основний закон геохімії*: загальна поширеність елемента залежить від властивостей його атомного ядра, а характер розповсюдження – від властивостей зовнішньої електронної оболонки його атома.

Поширеність елемента і його характеристика пов'язані між собою. Найбільш поширені елементи з невеликою атомною масою, більш легкі, також елементи з парними порядковими номерами.

А.Е. Ферсман побудував графік залежності (рис. 2) атомних кларків для парних та непарних (за порядковим номером) елементів періодичної системи. Встановлено, що із ускладненням будови атомного ядра, кларки зменшуються. При цьому криві були не монотонними, а ломаними. Ферсман прочертив гіпотетичну середню лінію, яка плавно знижується по мірі збільшення порядкового номеру. Елементи, які дають піки вгору на кривій, вчений назвав – *надлишковими* (O, Si, Al, K, Ca, Fe, Sr, Zr, Sn, Ba, Pb та ін.), розташовані нижче – *недостатніми* (інертні гази He, Ne, Ar, Kr, Xe, потім і Be, B, Sc, Ge, Se, Ra, Rh, Pd, Ti, Re, Ir, Pt). Отже, в земній корі превалюють легкі атоми, що займають початкові клітини періодичної системи, ядра яких містять невелике число протонів та нейтронів. Найбільш поширені елементи в загальному обмежуються $Z=28$, більш важкі елементи становлять мізерну частину земної кори. Після Феруму ($Z = 26$) немає жодного розповсюдженого елемента.



Приклади тестових завдань з теми

1. Масовий кларк – це:
 - а) кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів;
 - б) це масовий відсоток, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі;
 - в) загальна кількість атомів всіх елементів відносно кількість атомів певного елемента;
 - г) це масовий відсоток, тобто маси всіх елементів в земній корі відносно маси елемента.
2. Літофіли мають іони з:
 - а) 8-електронною оболонкою;
 - б) 18-електронною оболонкою;
 - в) 8-18-електронною оболонкою;
 - г) 10-електронною оболонкою.
3. Вибрати ряд атмофільних елементів:
 - а) S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb;
 - б) O, H, Cl, Br, I, S
 - в) He-Kr, N;
 - г) Be, B, Na, K, Si, Al.
4. Скільки елементів складають основну масу земної кори (99,51%):
 - а) 5
 - б) 8
 - в) 10
 - г) 12
5. Атомний кларк – це:
 - а) кількість атомів певного елемента відносно загальної кількості атомів всіх елементів;
 - б) це масовий відсоток, тобто маса елемента відносно маси всіх елементів в земній корі;
 - в) загальна кількість атомів всіх елементів відносно кількість атомів певного елемента;
 - г) це масовий відсоток, тобто маси всіх елементів в земній корі відносно маси елемента.
6. Атмофіли мають іони з:
 - а) 8-електронною оболонкою;
 - б) 18-електронною оболонкою;
 - в) 8-18-електронною оболонкою;
 - г) 10-електронною оболонкою.

7. Вибрати ряд літофільних елементів:
а) S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb; б) O, H, Cl, Br, I, S
в) He-Kr, N; в) Be, B, Na, K, Si, Al.
8. Скільки елементів складають практично всю масу земної кори (99,97%):
а) 10 б) 12 в) 20 г) 30
9. Сидерофіли мають іони з:
а) 8-електронною оболонкою;
б) 18-електронною оболонкою;
в) 8-18-електронною оболонкою;
г) 10-електронною оболонкою.
10. Вибрати ряд гідрофільних елементів:
а) S, Cu, Ag, Pb, Zn, Pb; б) O, H, Cl, Br, I, S
в) He-Kr, N; в) Be, B, Na, K, Si, Al.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ ЕЛЕМЕНТИ IV-A ТА VI-A ГРУПИ ГРУПИ. КАРБОН І СИЛІЦІЙ. СУЛЬФУР

■► Теоретична частина

У періодичній системі хімічних елементів неметалічні елементи розміщені в кінці періодів. До них належать: Гідроген, Гелій, Бор, Карбон, Нітроген, Оксиген, Флуор, Неон, Силіцій, Фосфор, Сульфур, Хлор, Аргон, Арсен, Селен, Бром, Телур, Йод, Астат, та інші інертні елементи. Це р-елементи, за винятком H і He, які належать до s-елементів. Для неметалів характерно приєднувати електрони, проявляючи окисні властивості. Найбільш вони виражені у елементів VI і VII груп.

Карбон і Силіцій належать до IV групи головної підгрупи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні атомів знаходиться по 4 електрони. Для них характерний ступінь окиснення +2; +4. Карбон і Силіцій – типові

неметали, їх гідроксиди проявляють лише кислотні властивості (H_2CO_3 – карбонатна кислота і H_2SiO_3 – силікатна кислота). Елементи утворюють газоподібні водневі сполуки CH_4 – метан, SiH_4 – сілан, з киснем утворюють оксиди – CO – чадний газ (оксид карбону II), CO_2 – вуглекислий газ (оксид карбону IV), SiO_2 .

Сполуки Карбону з металами називаються карбідами, а Силіцію – силіцидами. Оксид CO – несолетворні. Діоксиди CO_2 і SiO_2 – це ангідриди відповідних кислот – H_2CO_3 , H_2SiO_3 . Обидві кислоти дуже слабкі і термічно нестійкі. Велике значення мають солі цих кислот – карбонати (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , CaCO_3) і силікати (Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , CaSiO_3), гідрогенкарбонати (NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$). Більшість карбонатів і силікатів погано розчиняються у воді. Водні розчини карбонатів і силікатів мають лужну реакцію.

До найважливіших природних сполук Карбону належать карбонати: вапняк, мармур, крейда – CaCO_3 ; магнезит – MgCO_3 ; доломіт – $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Силіцій трапляється у зв'язаному вигляді – SiO_2 (кремнезем). Більшість гірських порід (кварц, слюда, польові шпати, пісок, глина) утворені силікатами: $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$ (польовий шпат).

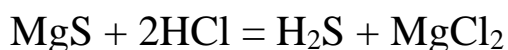
Сульфур належить до елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи елементів.

Атоми елементів головної підгрупи у зовнішньому електронному шарі містять s^2p^4 -електрони. У Сульфурі валентними можуть бути не лише $3s$ і $3p$, а й $3d$ -орбіталі. Тому в разі збудження атомів Сульфурі вони можуть містити до шести неспарених електронів.

Для Сульфурі характерні такі ступені окиснення: – 2 (сульфідна кислота, сульфіді); +4 (оксид сульфурі (IV), сульфідна кислота, сульфіді); +6 (сульфатна кислота, сульфаті).

Вміст Сульфурі в земній корі становить $5 \cdot 10^{-2}\%$. Сульфур в природі трапляється у вільному стані (самородна сірка). До найважливіших природних сполук Сульфурі належать сульфаті: глауберова сіль – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; гіпс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; сульфіді і полісульфіді – цинкова обманка ZnS ; мідний блиск – Cu_2S ; кіновар – HgS ; свинцевий блиск або галеніт – PbS , залізний колчедан або пірит – FeS_2 . Великі кількості сульфатів перебувають у розчиненому стані в природних водах. Сульфур входить до складу білкових речовин.

Газ H_2S одержують при взаємодії сульфідів металів з кислотами:



Пропускаючи газ сірководень через воду одержують сульфідну кислоту.

В хімічних рівняннях реакцій сульфідни проявляють тільки відновні властивості.



Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть електронну формулу атома елемента Карбону:
а) $1s^2 2s^2 2p^6$ б) $1s^2 2s^2 2p^4$ в) $1s^2 2s^2 2p^3$ г) $1s^2 2s^2 2p^2$
2. Виберіть хімічний елемент, для простої речовини якого характерне явище адсорбції:
а) Нітроген б) Карбон в) Сульфур г) Фосфор
3. Виберіть хімічний елемент, мінерал якого називається пірит:
а) Нітроген б) Сульфур в) Хлор г) Фосфор
4. Виберіть йон металічного елемента, який використовується для якісного визначення сульфат-іона:
а) Na^+ б) Mg^{2+} в) Cu^{2+} г) Ba^{2+}
5. Виберіть властивості, які має графіт:
а) окисник б) відновник
в) кислотна сполука г) основна сполука
6. Виберіть ступінь окиснення Силіцію в силікатній кислоті:
а) -2 б) -4 в) $+2$ г) $+4$
7. Виберіть формулу кремнезему:
а) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ б) CaSiO_3 в) SiO_2 г) SiC
8. Сульфідни мають властивості:
а) окисні б) відновні
в) окисно-відновні г) інертні речовини
9. Виберіть речовину X, яка вступила в реакцію за схемою:



- а) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в) Fe г) FeO

10. У сполуках H_2S , S , Na_2SO_3 , SO_3 Сульфур має ступені окиснення:
 а) +2, 0, +4, +6 відповідно б) -2, +1, +4, +5 відповідно
 в) -2, 0, +4, +6 відповідно г) +2, +3, +4, +6 відповідно
11. Виберіть родину хімічних елементів, до якої належить Сульфур:
 а) *s*-елементи б) *p*-елементи
 в) *d*-елементи г) *f*-елементи
12. Малахіт має колір:
 а) чорний б) блакитний в) зелений г) бірюзовий
13. Силікатний клей – це:
 а) Na_2SiO_3 б) $\text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2$
 в) $\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$ г) CaSiO_3
14. Виберіть твердження, яке характеризує явище адсорбції:
 а) процес самовільного переходу речовин із газуватого у рідкий стан
 б) процес поглинання речовин поверхнею ыншоь речовини
 в) процес розподілу речовин між двома середовищами
 г) процес переходу речовин із твердого у газуватий стан
15. Виберіть електронну формулу зовнішньої оболонки атомів елементів підгрупи, де розташований Сульфур:
 а) $ns^2 np^4$ б) $ns^2 np^5$ в) $ns^2 np^2$ г) $ns^2 np^3$



Завдання для самопідготовки

7. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) лише відновником; б) лише окисником. Привести приклади реакцій та урівняти їх.
8. Визначте масу залізних ошурок, яку треба сплавити з 1 кг природного піриту, в якому міститься 80% FeS_2 для переведу останнього в ферум(II) сульфід.
9. Який об'єм (н.у.) сірководню можна одержати з технічного ферум(II) сульфїду масою 3 кг, в якому масова частка FeS становить 95%.
10. При взаємодії 16 г розчину сірчаної кислоти з надлишком барій хлориду утворився осад масою 5,7 г. Визначте масову частку розчину кислоти.
11. Який об'єм кисню можна одержати з 23 кг технічного калій перманганату, масова частка в якому KMnO_4 становить 78%? Розрахунок об'єму кисню провести за н.у.

12. Цинк розчиняється в сірчаній кислоті різних концентрацій. Визначте в якому з трьох випадків: 30%-ний; 96%-ний розчин; 10%-ний розчин на одну й туж кількість цинку витрачається найбільша кількість кислоти?
6. При повному розкладі водою технічного кальцій карбїду масою 2 кг виділяється ацетилен об'ємом 487 л (25°C, 96 кПа). Визначте масову частку CaC_2 у зразку кальцій карбїду.
7. Яку масу вапняку з масовою часткою кальцій карбонату 80% треба використати, щоб одержати 120 л (25°C, 96 кПа) карбон діоксиду.
8. Доломіт, що має 23% домішок, масою 1 т прожарили і одержали $89 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$ (н.у.). Визначте масову частку виходу вуглекислого газу.
9. При сплавленні природнього вапняку масою 150 г з чистим силїцій діоксидом утворився кальцій силїкат масою 145 г. Визначте вміст CaCO_3 у вапняку.
10. Написати формули речовин: вуглекислий газ, магній карбонат, чадний газ, харчова сода, кальцинована сода, кальцій гідроген карбонат, кальцій карбїд, амонїй карбонат, калїй гідроген карбонат.

■► Експериментальна частина

Дослід №1. Властивості сірки. Взаємодія сірки з залїзом.

Приготувати суміш ошурок залїза і пошкуватої сірки. Суміш помістити в суху пробїрку і прогрїти в полум'ї спиртівки до утворення однородної твердої маси. Скласти рївняння реакції.

Дослід №2. Властивості сірководню.

2.1. Визначення рН сірководневої води.

За допомогою індикаторного паперу визначте рН в розчині H_2S .

2.2. Відновні властивості сірководню.

До розчину калїй перманганату додати розчин сірчаної кислоти і розчин сірководню. Спостерїгати знебарвлення калїй перманганату. Скласти рївняння реакції.

Дослід №3. Властивості сульфїтів.

3.1. Окисні властивості.

До розчину натрій сульфїту додати розчин сірчаної кислоти і розчин калїй йодиду. Спостерїгати утворення розчину жовто-коричневого колїру. Скласти рївняння реакції.

3.2. Відновні властивості.

До розчину калій перманганату додати розчин сірчаної кислоти і розчин натрій сульфату. Спостерігати знебарвлення розчину перманганату, скласти рівняння реакції.

Дослід №4. Властивості сірчаної кислоти.

4.1. Взаємодія розведеної сірчаної кислоти з металами.

В пробірку з розведеною сірчаною кислотою помістити шматочки цинку, або заліза, або магнію. Який газ при цьому виділяється? Скласти рівняння реакції.

Дослід №5. Якісна реакція на сульфат-іон.

Користуючись таблицею розчинності одержати можливі нерозчинні сульфати. Описати їх вигляд і колір. Скласти рівняння реакції

Дослід №6. Властивості Карбону.

Адсорбційні властивості активованого вугілля.

В пробірку внести кілька гранул активованого вугілля і додати розчин фуксину, або фіолетових чорнил. Ретельно перебовтати вміст пробірки. Чи змінилась інтенсивність забарвлення? Пояснити властивості вугілля.

Дослід №7. Властивості карбонатів.

Нерозчинні карбонати.

Одержати реакцією обміну карбонати барію і кальцію, зробити висновок відносно їх розчинності. Скласти рівняння реакції

Дослід №8. Властивості силікатної кислоти.

Одержання силікатної кислоти.

До розчину натрій силікату додати розчин соляної кислоти. Утворюється гель силікатної кислоти. Скласти рівняння реакції

СПОСОБИ ЗОБРАЖЕНЬ ФОРМУЛ СИЛІКАТІВ

■➔ Теоретична частина

Обчислення за хімічними формулами

1. Обчислення масових часток елементів у речовинах

Хімічні формули можна використовувати для обчислення масових часток елементів у речовинах. Масова частка визначається як відношення маси елемента, який міститься в даній масі речовини, до маси речовини:

$$w = \frac{m_e}{m_p},$$

де w – масова частка елемента, m_e – маса елемента в даній масі речовини, m_p – маса речовини.

Виражаючи масу елемента в даній речовині і масу речовини через відносну атомну та молекулярну маси, отримуємо формулу:

$$w = \frac{nA_r}{M_r} \cdot 100\%,$$

w – масова частка елемента в речовині, A_r – відносна атомна маса елемента, M_r – відносна молекулярна маса речовини.

Ці формули використовуються для розв'язування задач.



Приклади виконання типових завдань

Приклад 1. Кальцій карбонат, з якого складається крейда, має формулу $CaCO_3$. Обчисліть масові частки Карбону, Оксигену і Кальцію у цій речовині.

Розв'язання

Використовуємо формулу $w = \frac{nA_r}{M_r} \cdot 100\%$, $A_r(Ca) = 40$, $A_r(C) = 12$,
 $A_r(O) = 16$, $M_r(CaCO_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$,

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{40}{100} \cdot 100\% = 40\%,$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{3 \cdot 16}{100} \cdot 100\% = 48\%,$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{12}{100} \cdot 100\% = 12\%.$$

Відповідь: масові частки Кальцію, Карбону і Оксигену в карбонаті кальцію відповідно дорівнюють: 40%, 12%, 48%.

2. Розв'язок задач на знаходження найпростішої формули речовини

Приклад 2. Масові частки Калію, Хрому і Оксигену в складі сполуки відповідно дорівнюють: 26,53%, 35,37% і 38,1%. Знайти формулу сполуки.

З умови задачі зрозуміло з яких атомів складається дана речовина, залишається лише встановити їх кількість. У загальному вигляді формулу невідомої сполуки можна подати, умовно позначивши її як речовину А: $A - K_x Cr_y O_z$, де x, y, z – індекси.

Відповідно до закону сталості складу речовини співвідношення атомів у молекулі речовини таке саме, як і співвідношення кількостей речовини елементів у будь-якій довільній кількості речовини:

$$x:y:z = n(\text{K}):n(\text{Cr}):n(\text{O}).$$

Припускаємо, що маса невідомої речовини 100 г, тоді $m(\text{K}) = 26,53$ г, $m(\text{Cr}) = 35,37$ г, $m(\text{O}) = 38,1$ г.

За формулою $\nu = \frac{m}{M}$ обчислюємо кількість речовини кожного елемента:

$$M(\text{K}) = 39 \text{ г/моль}, M(\text{Cr}) = 52 \text{ г/моль}, M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}.$$

$$\nu(\text{K}) = \frac{26,53 \text{ г}}{39 \text{ г/моль}} = 0,68 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{Cr}) = \frac{35,37 \text{ г}}{52 \text{ г/моль}} = 0,68 \text{ моль};$$

Отже, підставляючи дані у попередню формулу, отримуємо таке співвідношення:

$$x:y:z = 0,66:0,68:2,38.$$

Поділивши кожне число на найменше, отримуємо: 1:1:3,5.

Зрозуміло, що індекс повинен бути цілим числом, тому це співвідношення збільшуємо у два рази: 2:2:7.

Підставляємо ці значення у загальну формулу і отримуємо: $K_2Cr_2O_7$.

Відповідь: формула сполуки – $K_2Cr_2O_7$.

3. Способи зображень формул силікатів.

Силікати – це особливий клас неорганічних сполук основною структурною одиницею яких є ізольовані чи зв'язані один з одним силіційоксигенні тетраедри $[SiO_4]^{4-}$.

Склад силікатів в кристаллохімії зображають такими способами:

1. У вигляді молекулярних формул оксидів. Наприклад: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – альбіт. Зображення формул силікатів у вигляді формул оксидів пояснюється тим, що силікати за своїми властивостями наближаються до типових оксидів.

2. У вигляді солей полісилікатної кислоти. Наприклад: Mg_2SiO_4 – магнеєва сіль ортосилікатної кислоти. Однак зображення у вигляді таких формул не дає ніякої інформації про їх структуру.

3. У вигляді структурних формул, які в певній мірі говорять про їх внутрішню будову.

Правило написання структурної формули. Склад чистого чи змішаного силіційоксигенного мотиву в структурі силікату, що періодично повторюється, записується в квадратних дужках. Зліва від них записуються катіони, справа аніони, які не входять в силіційоксигенний мотив, а знаходять зовні структури силікату. Наприклад: $Al_2[Si_2O_5](OH)_4$ – каолініт.

Таким чином структурні формули несуть інформацію не тільки про склад, але в деякій мірі про структуру силікатів.

Із структурної формули силікату можна вивести молекулярну формулу. *Наприклад*, олівін – $MgFe[SiO_4]$, враховуючи валентності хімічних елементів записують відповідну йому молекулярну формулу – $MgO \cdot FeO \cdot SiO_2$.



Завдання для самопідготовки

1. Визначіть масові частки Гідрогену, Сульфуру і Оксигену в сульфатній кислоті, формула якої H_2SO_4 .
2. Природний газ складається в основному з газу метану, формула якого CH_4 . Обчисліть масову частку карбону в метані.
3. Обчисліть масові частки Натрію і Хлору в кухонній солі, формула якої NaCl .
4. Обчисліть масові частки елементів у глюкозі, формула якої $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
5. Скільки натрію можна добути з 50 кг кухонної солі, формула якої NaCl ?
6. Мідний колчедан має формулу CuFeS_2 . Обчисліть масу міді, яку можна добути з 500 кг цієї руди.
7. Масова частка куприту, формула якого Cu_2O , у мідній руді – 3%. Яку масу міді можна добути з 10 т такої руди?
8. Скільки мангану можна добути з 15 т руди, масова частка піролюзиту MnO_2 в якій – 17%?
9. Свинцевий блиск має формулу PbS . Обчисліть масу свинцю, яку можна добути з 1,5 т цього мінералу, якщо масова частка PbS в руді становить 38%.
10. Карбон дисульфід використовують як розчинник органічних речовин. Знайдіть його молекулярну формулу, коли відомо, що масові частки Карбону і Сульфуру відповідно становлять 15,8% і 84,2%. Відносна молекулярна маса дорівнює 76.
11. З карборунду виготовляють точильні і шліфувальні камені. Знайдіть його формулу, коли відомо, що масові частки Силіцію і Карбону відповідно: 70% і 30%, а відносна молекулярна маса дорівнює 40.
12. До складу силікатного клею входить речовина, масові частки в якій: Натрію – 37,7%, Силіцію – 23%, Оксигену – 35,3%. Встановіть її формулу, якщо відносна молекулярна маса дорівнює 122.
13. Масові частки Калію, Хрому і Оксигену в складі сполуки відповідно дорівнюють: 26,53%, 35,37% і 38,1%. Знайти формулу сполуки.

14. Натрій тіосульфат, що використовують для обробки фотоматеріалів, складається з атомів Натрію, Сульфуру і Оксигену, масові частки яких відповідно становлять: 29,11%, 40,51%, 30,38%. Яка формула натрій тіосульфату?
15. Сполука містить 40,0% Кальцію, 12,0% Карбону та 48,0% Оксигену. Визначте формулу сполуки. До складу яких природних мінералів входить ця сполука?
16. Кварц, SiO_2 – один з найпоширеніших в земній корі мінералів (складає більше 12% маси), входить до складу магматичних, осадових і метаморфічних порід. Розрахувати масові частки Силіцію та Оксигену в кварці.
17. До оксидних руд заліза відноситься гематит (Fe_2O_3). Розрахуйте масові частки кожного елемента у цій сполуці, якщо 40 г його містить 28 г Феруму.
18. Обчисліть, який мінерал містить більшу масову частку елемента Феруму: Fe_2O_3 , FeS_2 , FeAsS , FeCO_3 .
19. Визначте вміст Карбону в антрациті (за масою), якщо в результаті згорання 3г антрациту утворилось 5,3 л карбон (IV) оксиду (н.у.).
20. Вивести і формули силікатів у вигляді оксидів із емпіричних:

Варіант	Формула
1	$\text{Be}_2[\text{SiO}_4]$ – фенакіт; $\text{Zn}_2[\text{SiO}_4]$ – вілеміт;
2	$\text{Fe}_3\text{Al}_2[\text{SiO}_4]_3$ – альмандін; $\text{Zn}_4(\text{OH})_2[\text{Si}_2\text{O}_7]\text{H}_2\text{O}$ – кал мін;
3	$\text{Cu}_6[\text{Si}_6\text{O}_{18}]\text{H}_2\text{O}$ – аширит; $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$ – берил;
4	$(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{Al}_3[\text{AlSi}_5\text{O}_{18}]$ – кордієрит; $\text{CaMn}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ – родоніт
5	$\text{Ca}_2\text{Mg}_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2(\text{OH})_2$ – тремоліт; $\text{NaFe}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ – егірин
6	$\text{Ca}, \text{Mg}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ – діопсид; $\text{Na}, \text{Al}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ – жадеїт;
7	$\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ – тальк; $\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ – пірофіліт.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

■► Теоретична частина

Атоми металів, на відміну від атомів неметалів, мають значно більший розмір атомних радіусів. Тому вони легко віддають валентні електрони, виступаючи відновниками. Відновні властивості металів зростають в електрохімічному ряду напруг металів від Au до K.

Найактивнішими є метали головної підгрупи I групи s-елементи, які мають будову валентних електронів ns^1 (валентність I), особливо Fr. Активними металами є також елементи головної підгрупи II групи s-елементи, які мають будову валентних електронів ns^2 (валентність II), найактивніший з яких Ca.

Атоми металів побічних підгруп мають, як правило, у зовнішньому електронному шарі 1-2 електрони, а в передзовнішньому – більше восьми і до вісімнадцяти. Для цих металів характерні різні ступені окиснення (залежно від кількості d-електронів на передзовнішньому енергетичному рівні).

Твердий агрегатний стан (за винятком ртуті), кристалічна структура, електро- та теплопровідність, специфічні механічні властивості (наприклад, пластичність). Вони непрозорі, мають металічний блиск. Метали відрізняються відношенням до електромагнітного поля. За цією властивістю вони поділяються на:

- феромагнітні метали – здатні намагнічуватися при дії слабких магнітних полів (наприклад, залізо, кобальт, нікель, гадоліній);
- парамагнітні метали – мають слабку здатність до намагнічування (алюміній, хром, титан та більша частина лантаноїдів);
- діамагнітні метали – не притягуються магнітом і навіть трохи відштовхуються від нього (наприклад, олово, мідь).

Метали, що знаходяться в електрохімічному ряду напруг до водню, відновлюють йони водню з розбавлених кислот (за винятком HNO_3): $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$; $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

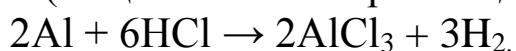
При взаємодії з водними розчинами солей виконується таке правило: метали, які розташовані в електрохімічному ряду напруг ліворуч, відновлюють метали, що розташовані праворуч від них, з розчинів солей цих металів: $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}\downarrow$.

Лужні метали Na і K. Елементи знаходять ІА група, електронна конфігурація зовнішнього шару – ns^1 . Основними джерелами калію та натрію є кам'яна сіль (NaCl), глауберова сіль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, сильвін KCl, сильвініт $NaCl \cdot KCl$, карналіт $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Всі лужні метали взаємодіють з водою: $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$.

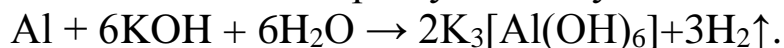
До елементів II А групи відносять Берилій $_4Be$, Магній $_{12}Mg$ та чотири лужноземельні метали: Кальцій $_{20}Ca$, Стронцій $_{38}Sr$, Барій $_{56}Ba$ та Радій $_{88}Ra$ (радіоактивний елемент). Електронна конфігурація зовнішнього шару – ns^2 . Характерний ступінь окиснення в сполуках +2. $2MgO \cdot SiO_2$ – олівін, $MgO \cdot Al_2O_3$ – шпінель, $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$ – тальк. Під час випаровування морської води магній осідає у вигляді карналіту $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Досить поширеними мінералами є $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ – доломіт, магнезит $MgCO_3$, азбест $Mg_3Ca(SiO_3)_4$. Легко реагують з водою з утворенням лугів: $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$.

За поширеністю в природі Алюміній займає третє місце після Оксигену і Силіцію (8,3 мас.%). Алюміній – найбільш розповсюджений метал, входить до складу багатьох мінералів (більше 250), найважливішими з яких є нефелін $Na_3K[AlSiO_4]_4$, каолін $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, боксит $Al_2O_3 \cdot H_2O$, корунд Al_2O_3 . Коштовні камені – рубін, сапфір – це кристали корунду, забарвлені домішками оксиду хрому (рубін) та оксидами титану і феруму (сапфір). Також Алюміній входить до складу польових шпатів, лищаку, глини тощо.

До елементів III А групи: відносять Алюміній $_{13}Al$. Електронна конфігурація основного стану ns^2np^1 характеризується наявністю єдиного неспареного електрона. Ступінь окиснення становить +3. За поширеністю в природі Алюміній займає третє місце після Оксигену і Силіцію (8,3 мас.%). Алюміній – найбільш розповсюджений метал, входить до складу багатьох мінералів (більше 250), найважливішими з яких є нефелін $Na_3K[AlSiO_4]_4$, каолін $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, боксит $Al_2O_3 \cdot H_2O$, корунд Al_2O_3 . Коштовні камені – рубін, сапфір – це кристали корунду, забарвлені домішками оксиду хрому (рубін) та оксидами титану і феруму (сапфір). Також Алюміній входить до складу польових шпатів, лищаку, глини тощо. Алюміній легко розчиняється в розбавлених кислотах з утворенням солі і виділенням водню (якщо з його поверхні видалити оксидну плівку):



Алюміній та галій реагують із лугами:



До **d-елементи VI Б групи** входить Хром ${}_{24}\text{Cr}$. Хром гідроксид $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляє тільки основні, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – амфотерні, а H_2CrO_4 – кислотні властивості. Сполуки $\text{Cr}(\text{II})$ – сильні відновники, миттєво окиснюються на повітрі. Для Хрому найбільш характерний ступінь окиснення +3. Мінерали хрому: хромистий залізняк $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ або $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, рідше зустрічаються інші мінерали – крокоїт PbCrO_4 , хромова охра Cr_2O_3 .

До **d-елементів VIII Б групи** належить Ферум. Проявляє ступінь окиснення +2, +3, +6. У земній корі Ферум представлений головним чином гематитом (червоний залізняк) Fe_2O_3 , лимонітом (бурий залізняк) $\text{Fe}_2\text{O}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$, сидеритом (шпатовий залізняк) FeCO_3 , ільменітом FeTiO_3 , а також сульфурвмісним мінералом піритом (залізний колчедан) FeS_2 . У цілому відомо близько 300 мінералів феруму. Значна його кількість зосереджена у складі різних силікатів та алюмосилікатів, що складають гірські породи. В результаті вивітрюванні яких сполуки Феруму, головним чином феруму(III) оксид та оксогідроксид, потрапляють у кварцовий пісок, глини, ґрунт, надаючи їм жовтувато-коричневого кольору. Іноді залізо зустрічається у вигляді самородків – космічне, метеоритне залізо або залізо земного походження.

При невисоких температурах залізо вступає в реакцію з багатьма простими речовинами – вуглецем, азотом, фосфором, кремнієм, сіркою та галогенами: $3\text{Fe} + \text{C} \rightarrow \text{Fe}_3\text{C}$; $4\text{Fe} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{N}$; $2\text{Fe} + \text{P} \rightarrow \text{Fe}_2\text{P}$; $2\text{Fe} + \text{Si} \rightarrow \text{FeSi}$.

Залізо легко розчиняється в розбавленій хлоридній та сульфатній кислотах, утворюючи відповідні солі: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$. Холодні концентровані H_2SO_4 і HNO_3 з масовою часткою більше 80% пасивують залізо.

Сполуки двовалентного заліза на повітрі швидко окиснюються:
 $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.



Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть рядок, в якому перелічені металічні елементи:
 - а) Купрум, Аргентум, Ферум, Гідроген, Станум
 - б) Натрій, Магній, Берилій, Сульфур, Калій
 - в) Нітроген, Гідроген, Флюор, Хлор, Фосфор
 - г) Купрум, Станум, Плюмбум, Кальцій, Берилій
2. Виберіть метал, що розміщується в ряду напруг до водню:
 - а) Cu б) Zn в) Au г) Pt
3. Виберіть електронну формулу, яка належить атому металічного елемента:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - в) $1s^2 2s^2 2p^3$ г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
4. Виберіть метал, що витісняє залізо із розчину його солі:
 - а) срібло б) ртуть в) золото г) цинк
5. Виберіть місце лужно-земельних елементів у періодичній системі:
 - а) головна підгрупа I групи б) головна підгрупа II групи
 - в) головна підгрупа III групи г) головна підгрупа IV групи
6. Виберіть твердження, яке характеризує взаємодію лужних металів з водою:
 - а) реагують активно з утворенням гідроксидів та водню
 - б) реагують з утворенням кислот
 - в) реагують повільно з утворенням основних оксидів
 - г) реагують лише при нагріванні
7. Виберіть назву мінералу, що містить сполуку $KCl \cdot NaCl$:
 - а) галіт б) доломіт в) силвініт г) ангідрит
8. Виберіть електронну формулу зовнішнього електронного шару атомів лужно-земельних металів:
 - а) ns^1 б) ns^2 в) $ns^2 np^1$ г) $ns^2 np^2$
9. Виберіть кислоту, в якій алюміній не розчиняється за звичайних умов:
 - а) HCl (конц) б) HNO_3 (розв) в) H_2SO_4 (розв) г) H_2SO_4 (конц)
10. Виберіть родину хімічних елементів, до яких належать Алюміній:
 - а) s-елементи б) p-елементи в) d-елементи г) f-елементи

11. Виберіть формулу сполуки, що є головним компонентом мінералу бокситу :
- а) Al_2S_3 б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ г) AlCl_3
12. Виберіть реактив для проведення якісної реакції на йони Fe^{3+} :
- а) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в) HNO_3 г) KCN
13. Виберіть реактив для проведення якісної реакції на йони Fe^{2+} :
- а) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ б) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в) KSCN г) KOH
14. Знайдіть відповідність: $(\text{NH}_3)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 : \text{Cr}_2\text{O}_3 = \text{X} : \text{Y}$
- а) X : Y = зелений : безбарвний
 б) X : Y = жовтогарячий : зелений
 в) X : Y = жовтогарячий : безбарвний
 г) X : Y = зелений : жовтогарячий
15. Розташуйте елементи в послідовності збільшення їх поширеності в земній корі:
- а) Натрій б) Магній в) Кальцій г) Стронцій



Завдання для самопідготовки

- В карбіді заліза масова частка карбону становить 6,67%. Визначте формулу карбіду заліза
- Визначте формулу сполуки, в якій масові частки елементів Fe, N, O, H становлять відповідно 13,85%, 10,4%, 71,3%, 4,5%, вважаючи, що сполука – кристалогідрат.?
- Бертолетова соль, яка відкрита французьким вченим Клодом Луї Бертолле (1748-1822 рр.) при дослідженні дії хлору на різні речовини, має склад: 31,84% Калію, 28,98% Хлору та 39,18% Оксигену. Встановіть її формулу.
- Германій відкрито у 1885 році Вінклером (Німеччина) в мінералі аргиродит, який містить 6,47% Германію, 17,00 Сульфур, 76,53% Аргентуму. Встановіть формулу аргиродиту.
- Єдиним мінералом Цезію є поллуцит. Цей мінерал містить 42,63% Церію, 8,65% Алюмінію, 17,95% Силіцію, 30,77% Оксигену. Встановіть формулу поллуциту. ($\text{CeAlSi}_2\text{O}_6$)
- Сполука Алюмінію AlX_3 містить 20,22% Алюмінію. Встановіть елемент та формулу сполуки.
- Обчисліть масу заліза (г), необхідну для одержання 30,4 г ферум(II) сульфату.

8. Обчисліть об'єм (л, н.у.) водню, який виділиться при розчиненні в воді 46 г натрію.
9. Обчисліть масу алюмінію (г), необхідну для одержання 34,2 г алюміній сульфату.
10. Записати рівняння реакцій, за якими можна здійснити наступні перетворення:
- 1) $\text{Na} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaOH}$;
 - 2) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$;
 - 3) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$;
 - 4) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$;
 - 5) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow [\text{Cr(H}_2\text{O)}_6]\text{Cl}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$;
 - 6) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$;
 - 7) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeS}$;
 - 8) $\text{Cr(OH)}_2 \rightarrow \text{CrO} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2$;
 - 9) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{NaFeO}_2$;
 - 10) $\text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

■► Експериментальна частина

Дослід №1. Властивості сполук хрому (III)

1.1. Одержання хром(III) оксиду.

В суху фарфорову чашечку насипати горку амоній дихромату і підпалити сірником. Спостерігати реакцію при якій утворюється азот, вода і хром(III) оксид. Скласти рівняння реакції.

1.2. Властивості хром(III) оксиду .

Пробу хром(III) оксиду спробувати розчинити в воді, розчинах кислоти і лугу. Скласти рівняння реакції.

1.3. Сплавлення хром(III) оксиду з лугом..

В фарфоровому тиглі змішати хром (III) оксид з твердим лугом і прожарити в полум'ї спиртівки. Після охолодження плав розчинити в воді. Що утворилось?

Скласти рівняння реакції.

1.4. Одержання хром (III) гідроксиду.

До розчину хром(III) сульфату додати по краплям розчин лугу до утворення сіро-зеленого осаду. Скласти рівняння реакції.

1.5. Амфотерність хром (III) гідроксиду.

Одержаний в попередньому досліді осад розділити на дві пробірки і в одну додати розчин кислоти, а в другу – розчин лугу. Спостерігати розчинення осаду в обох випадках. Скласти рівняння реакцій.

Дослід 2. Якісна реакція на Fe^{2+}

До розчину солі ферум (II) додати розчин трикалій гексаціаноферату. Утворюється синій осад турнбулевої сині. Скласти рівняння реакції.

Дослід 3. Якісна реакція на Fe^{3+}

До розчину солі ферум (III) додати розчин тетракалій гексаціаноферату. Утворюється синій осад берлінської лазурі. Скласти рівняння реакції.

Дослід 4. Сполуки Феруму (III)

4.1. Одержання ферум(III) гідроксиду.

До розчину ферум(III) хлориду додати розчин лугу. Утворюється бурий осад ферум(III) гідроксиду. Довести амфотерність властивостей утвореного гідроксиду. Скласти рівняння реакцій.

СПИСОК ВИКОРИСТАНИХ ДЖЕРЕЛ

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Москва: Высшая школа, 1998. 640 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. Ленинград: Химия, 1983. 702 с.
3. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. Київ: Вища школа, 1991. 431 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ: Вища школа, 1988. 432 с.
5. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Важнейшие классы неорганических соединений. Киев: Вища шк.Изд-во Киевск.ун-та, 1983. 151 с.
6. Хімія. Тестові завдання. 7-11 класи: навч. посіб./авт. уклад.: І.М. Курмакова та ін. 2-ге вид., перероб. К.: ВЦ «Академія», 2016. 280 с.

ДОДАТОК

Додаток 1

Деякі найважливіші фізичні сталі

Заряд електрону	$e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Маса спокою електрону	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг
Атомна одиниця маси	1 а.о.м. = $1,6605653 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж/Гц
Абсолютний ноль температури	-273°C
Стала Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	$F = 96480$ Кл / моль (26,8 А·год/моль)
Молярна газова стала	$R = 8,31441$ Дж / (моль К)
Об'єм ідеального газу за нормальних умов	$V_0 = 22,41383$ л/моль

Додаток 2

Співвідношення між деякими одиницями різноманітних систем

$$1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ кг/л}$$

$$1 \text{ А}^0 = 10^{-10} \text{ м}, 1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м.}$$

$$1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3 = 10^3 \text{ см}^3 = 10^3 \text{ мл.}$$

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 9,31 \cdot 10^8 \text{ еВ.}$$

$$1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2 = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ мм рт.ст.} = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ атм.}$$

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$$

$$1 \text{ атм} = 101324 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт.ст.}$$

$$1 \text{ градус Цельсія } ^\circ\text{C} = T = t + 273,15 \text{ К}$$

Десяткові префікси до назв одиниць

Множник	Префікс	Позначення	Множник	Префікс	Позначення
10 ⁻¹	деци	д	10	дека	да
10 ⁻²	санти	с	10 ²	гекто	г
10 ⁻³	мілі	м	10 ³	кіло	к
10 ⁻⁶	мікро	МК	10 ⁶	мега	М
10 ⁻⁹	нано	н	10 ⁹	гіга	Г
10 ⁻¹²	піко	п	10 ¹²	тетра	Т

Періодична система хімічних елементів
Д.І. Менделєєва

період	ряд	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ								
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	1	H 1,0079 Водень Гідроген							He 4,0028 Гелій	Порядковий номер Символ Назва елемента Систематичне
2	2	Li 6,941 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,01 Вуглець Карбон	N 14,007 Азот Нітроген	O 15,999 Кисень Окисень	F 18,998 Фтор Флуор	Ne 20,179 Неон	26 55,847 Fe Ферум
3	3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,085 Кремій Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сірка Сульфур	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон	Атомна маса
4	4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	21 44,956 Sc Скандій	22 47,88 Ti Титан	23 50,942 V Ванадій	24 51,996 Cr Хром	25 54,938 Mn Марганець Манган	26 55,847 Fe Залізо Ферум	27 58,933 Co Кобальт
4	5	29 63,546 Cu Мідь Купрум	30 65,38 Zn Цинк	31 69,723 Ga Галій	32 72,59 Ge Германій	33 74,922 As Миш'як Арсен	34 78,96 Se Селен	35 79,904 Br Бром	36 83,80 Kr Криптон	28 58,69 Ni Нікель Нікол
5	6	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	39 88,906 Y Ітрій	40 91,224 Zr Цирконій	41 92,906 Nb Ніобій	42 95,94 Mo Молибден	43 98,906 Tc Технецій	44 101,07 Ru Рутеній	45 102,91 Rh Родій
5	7	47 107,87 Ag Срібло Аргентум	48 112,41 Cd Кадмій	49 114,82 In Індій	50 118,71 Sn Олово, цинк Станум	51 121,75 Sb Сурма Стібій	52 127,60 Te Телур	53 126,90 I Йод Іод	54 131,29 Xe Ксенон	46 106,42 Pd Паладій
6	8	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	57 138,91 La Лантан	72 178,49 Hf Гафній	73 180,95 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,21 Re Реній	76 190,2 Os Осмій	77 192,22 Ir Ірідій
6	9	79 196,97 Au Золото Аурум	80 200,59 Hg Ртуть Меркурій	81 204,38 Tl Талій	82 207,2 Pb Свинець, олово Плюмбум	83 208,98 Bi Вісмут Бісмут	84 209 Po Полоній	85 210 At Астат	86 222 Rn Радон	78 195,09 Pt Платина
7	10	Fr (223) Францій	Ra 226,02 Радій	89 227,03 Ac Актиній	104 (261) Rf Резерфордій	105 (262) Db Дубній	106 (263) Sg Сиборгій	107 (262) Bh Борій	108 (265) Hs Гасій	109 (266) Mt Майтнерій
		Вели оксиди	RO	RO₂	RO₃	RO₅	RO₃	RO₇	RO₄	
		Вели водністі оксиди			RH₄	RH₃	HR	HR		
*	58 140,12 Ce Церій	59 140,91 Pr Прозодим	60 144,24 Nd Неодим	61 (147) Pm Прометій	62 150,36 Sm Самарій	63 151,96 Eu Європій	64 157,25 Gd Гадоліній	65 158,93 Tb Тербій	66 162,5 Dy Диспродій	67 164,93 Ho Гольмій
**	90 232,04 Th Торій	91 (231) Pa Протактиній	92 238,03 U Уран	93 (237) Np Нептуній	94 (244) Pu Плутоній	95 (243) Am Америцій	96 (247) Cm Кюріум	97 (247) Bk Берклій	98 (251) Cf Каліфорній	99 (254) Es Ейнштейній
		68 167,26 Er Ербій	69 168,93 Tm Тулій	70 173,04 Yb Йттербий	71 174,97 Lu Лютецій	100 (257) Fm Фермій	101 (258) Md Менделєєвій	102 (259) No Нобелій	103 (260) Lr Лоренсій	

**Відносна електронегативність
деяких атомів**

H						
2,2						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,8	1,0	1,6	2,0	2,0	2,4	2,9
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5

Розчинність деяких неорганічних солей

Іони	Br	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	Н	Н	Н	Р	Н	Р	—	Н	Н	М
Al^{3+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	—	Р
Ba^{2+}	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Ca^{2+}	Р	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	Р	М
Cr^{3+}	Р	—	Р	М	Н	Р	Н	Н	—	Р
Cu^{2+}	Р	—	Р	Р	—	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Р	—	Р	Н	—	Р	Н	Н	—	Р
Hg^{2+}	М	—	Р	—	Н	Р	—	Н	Н	—
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р	Р
Mg^{2+}	Р	М	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Р	—	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Pb^{2+}	М	—	М	М	М	Р	Н	Н	Н	Н
Zn^{2+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р

Умовні позначення:

- «р» – розчинні сполуки (> 1 г на 100 мл води);
- «м» – малорозчинні сполуки (0,1-1 г на 100 мл води);
- «н» – нерозчинні сполуки (0,001-0,1 г на 100 мл води);
- «—» – сполуки не існують або розкладаються водою.

**Константи дисоціації деяких речовин
у водному середовищі при 25 °С**

Речовина	$K_{\text{дис.1}}$	$K_{\text{дис.2}}$	$K_{\text{дис.3}}$
HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ S	$9,1 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	-
H ₂ Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-11}$	-
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$	-	-
HClO	$5 \cdot 10^{-8}$	-	-
HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$	-	-
HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	-	-
HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$	-	-
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
H ₂ C ₂ O ₄	$6,5 \cdot 10^{-2}$	$6,1 \cdot 10^{-5}$	-
H ₂ CO ₃	$4,4 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	-
H ₂ SiO ₃	$1 \cdot 10^{-10}$	$2 \cdot 10^{-12}$	-
H ₂ SO ₃	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	-
H ₂ SeO ₃	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	-
H ₂ CrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	-
H ₃ PO ₄	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,4 \cdot 10^{-13}$
H ₃ AsO ₄	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$2,95 \cdot 10^{-12}$
H ₃ BO ₃	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
HCOOH	$2,1 \cdot 10^{-4}$	-	-
CH ₃ COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	-	-
NH ₄ OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	-	-

Стандартні електродні потенціали

Електрод		E°, В	Електрод		E°, В
Окиснена форма	Відновлена форма		Окиснена форма	Відновлена форма	
Li ⁺	Li	-3,05	Fe ²⁺	Fe	-0,44
K ⁺	K	-2,93	Cd ²⁺	Cd	-0,40
Rb ⁺	Rb	-2,93	Co ²⁺	Co	-0,28
Cs ⁺	Cs	-2,92	Ni ²⁺	Ni	-0,25
Ba ²⁺	Ba	-2,91	Sn ²⁺	Sn	-0,14
Ca ²⁺	Ca	-2,87	Pb ²⁺	Pb	-0,13
Na ⁺	Na	-2,71	2H ⁺	H ₂	0
Mg ²⁺	Mg	-2,36	Cu ²⁺	Cu	0,34
Al ³⁺	Al	-1,66	Hg ₂ ²⁺	2Hg	0,79
Mn ²⁺	Mn	-1,18	Ag ⁺	Ag	0,80
Zn ²⁺	Zn	-0,76	Pt ²⁺	Pt	1,20
Cr ³⁺	Cr	-0,74	Au ³⁺	Au	1,50

Навчально-методичне видання

С. В. Ткаченко

ХІМІЯ

З ОСНОВАМИ ГЕОХІМІЇ

Навчально-методичний посібник

для самостійної та аудиторної роботи
здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальності 014 Середня освіта. Географія

Технічний редактор

О. Клімова

Комп'ютерна верстка
та макетування

О. Клімова

*Свідоцтво про державну реєстрацію
друкованого засобу масової інформації
серія KB № 23743-13583 ПР від 06.02.2019 р.*

*Підписано до друку 04.09.2020 р. Формат 60 x 84 1/16.
Папір офсетний. Друк на різнографі.
Ум. друк. арк. 6,28. Обл.-вид. арк. 3,98.
Наклад 50 прим. Зам. № 911.*

*Редакційно-видавничий відділ НУЧК імені Т.Г. Шевченка.
14013, вул. Гетьмана Полуботка, 53, к. 208.
Тел. 65-17-99.
nuchk.tipograf@gmail.com*