

ВАВРИСЕВИЧ Я.С., МОТЬКО Н.Р., УЙГЕЛІЙ Г.Ю.

ХІМІЯ

**Збірник завдань із загальної,
неорганічної та основ аналітичної хімії**

Ваврисевич Я.С., Мотько Н.Р., Уйгелій Г.Ю.

Хімія
Збірник завдань із загальної,
неорганічної та основ аналітичної хімії
ч.2. Неорганічна хімія
Посібник
для студентів спеціальностей
181 “Харчові технології”
162 “Біотехнології та біоінженерія ”
161 “Хімічні технології та інженерія”
101“Екологія“

Ваврисевич Я.С., Мотько Н.Р., Уйгелій Г.Ю. Хімія. Збірник завдань із загальної, неорганічної та основ аналітичної хімії: Посібник в 3-х частинах.

ч.1. – Загальна хімія. ч.2.- Неорганічна хімія. ч.3.-Основи аналітичної хімії.

Львів,- 2021.-200с.

Посібник містить основний теоретичний матеріал з загальної, неорганічної та основ аналітичної хімії, необхідний для розв'язування задач та виконання вправ. Запропоновано приклади та широкий спектр розв'язків типових, ускладнених завдань з хімії.

У посібнику в додатках міститься довідковий матеріал, необхідний для розв'язування завдань.

Посібник може стати орієнтиром і добрим порадиником для тих, хто цінує час, але має велике бажання успішно скласти залік або іспит, підготуватись до аудиторних, лекційних занять.

Книгою можуть користуватися особи, які самостійно вивчають хімію, учні ліцеїв, коледжів та спеціалізованих класів загальноосвітніх шкіл, а також студенти закладів вищої освіти нехімічних факультетів.

Зміст

2.1. Загальна характеристика металів	8
2.1.1. Завдання на аудиторну та самостійну роботу	12
2.1.2. Завдання для контролю	15
2.2. Елементи головних підгруп I-III груп	18
2.2.1. Елементи головної підгрупи I групи (лужні метали)	18
2.2.2. Елементи головної підгрупи II групи (лужноземельні метали)	21
2.2.3. Елементи головної підгрупи III групи	27
2.2.4. Приклади розв'язків завдань	29
2.2.5. Перелік завдань на аудиторну, самостійну та контрольну роботу на тему "Елементи головних підгруп I-III груп"	32
2.3. Представлення d-елементів періодичної системи елементів	48
2.3.1. Елементи побічної підгрупи I групи (підгрупа Купруму)	48
2.3.2. Елементи побічної підгрупи II групи (підгрупа Цинку)	51
2.3.3. Елементи побічної підгрупи VI групи (підгрупа Хрому)	55
2.3.4. Елементи побічної підгрупи VII групи (підгрупа Мангану)	58
2.3.5. Елементи побічної підгрупи VIII групи (підгрупа Феруму)	62
2.3.6. Приклади розв'язків завдань	65
2.3.7. Перелік завдань на аудиторну, самостійну та контрольну роботу на тему: "Представлення d-елементів періодичної системи елементів".	68
2.4. Загальні властивості неметалів	83
2.4.1. Приклади розв'язків завдань	88
2.4.2. Перелік завдань на аудиторну, самостійну та контрольну роботу на тему: "Загальні властивості неметалів"	91
2.5. Елементи головних підгруп IV-V груп періодичної системи елементів	98
2.5.1. Елементи головної підгрупи IV групи (підгрупа Карбону)	98
2.5.2. Елементи головної підгрупи V групи (підгрупа Нітрогену)	105
2.5.3. Приклади розв'язків завдань	115
2.5.4. Перелік завдань на аудиторну, самостійну та контрольну роботу на тему "Елементи головних підгруп IV-V груп"	118
2.6. Елементи головних підгруп VI- VII групи періодичної системи елементів	141
2.6.1. Елементи головної підгрупи VI групи (підгрупа Оксигену)	141
2.6.2. Елементи головної підгрупи VII групи (підгрупа галогени)	150
2.6.3. Приклади розв'язків завдань	157

2.6.4. Перелік завдань на аудиторну, самостійну та контрольну роботу на тему “Елементи головних підгруп VI-VII груп періодичної системи елементів ”	160
Додатки	177
Література	200

ПЕРЕДМОВА

Збірник завдань з хімії складається з 3-х частин, а саме: ч.1. “Загальна хімія”,

ч.2. “Неорганічна хімія”, ч.3. ”Основи аналітичної хімії”. Він відповідає програмі дисципліни “Хімія” для студентів інженерно-технологічних нехімічних спеціальностей закладів вищої освіти України III-IV рівнів акредитації аграрного профілю.

Мета збірника – допомогти студентам в організації самостійної роботи над предметом, підготовки до контрольних перевірок знань та навичок, які проводяться згідно з навчальною програмою за допомогою в тому числі тестів.

У зв'язку з тим, що склались умови переходу вищої школи на інтенсивний шлях розвитку, зростає і роль самостійної роботи студентів над навчальним матеріалом. Якщо раніше навчання було спрямоване на здобуття студентом певного обсягу знань, то тепер воно все більше буде вимагати оволодіння методами самостійного опрацювання навчального матеріалу, наукового аналізу отриманої інформації і подальшого творчого її використання.

Лише цілеспрямована, усвідомлена й самостійна праця студента може стати надійним фундаментом глибоких і міцних знань, прищепити смак до пізнання і стати основою до неперервної самоосвіти спеціаліста у процесі його майбутньої діяльності.

У кожній з частин посібника всі теми розпочинаються стислим викладом найважливіших питань теорії, знання яких необхідне для складання рівнянь хімічних реакцій та розв'язання розрахункових завдань. Тут же наведено приклади розв'язування задач різного типу та складності. Теми, висвітлені у кожній частині, містять завдання на аудиторну, самостійну роботу та для контролю знань.

Термінологія посібника відповідає сучасним вимогам щодо хімічної номенклатури та міжнародної системи одиниць. Враховуючи стан переходу до систематичної номенклатури неорганічних речовин і стандартизованих назв елементів, у посібнику використовуються ще й традиційні назви речовин та деякі допустимі широковживані позасистемні одиниці.

Крім цього у всіх частинах посібника запропоновані необхідні таблиці, які наведені в додатку.

У другій частині винесено короткі теоретичні відомості до кожної з тем та перелік завдань на аудиторну, самостійну роботу і тестовий контроль з неорганічної хімії, а саме хімії елементів:

- 2.1. Представники d-елементів періодичної системи елементів.
- 2.2. Елементи головних підгруп I-III груп періодичної системи елементів.
- 2.3. Елементи головних підгруп IV-V груп періодичної системи елементів.

2.4. Елементи головних підгруп VI-VII груп періодичної системи елементів.

Таким чином, за допомогою аудиторної, самостійної роботи над матеріалом та тестового контролю можна активізувати пізнавальну діяльність студентів та сприяти активному оволодінню знаннями із запропонованих навчальною програмою тем із загальної, неорганічної та основ аналітичної хімії. Це дозволить розвивати вміння та навички аналізувати інформацію, творчо та нестандартно підходити до вирішення науково-виробничих проблем у майбутньому, при подальшому навчанні та професійній практиці.

Автори сподіваються, що запропонований теоретичний матеріал та наведені приклади розв'язків задач, а також велика кількість завдань для аудиторної та самостійної роботи, сприятимуть активному засвоєнню загальної, неорганічної та основ аналітичної хімії, розвитку хімічного мислення у майбутніх спеціалістів.

Розділ 2. Неорганічна хімія

2.1. Загальна характеристика металів

Короткі теоретичні відомості

Атоми одного елемента утворюють просту речовину. В залежності від типу хімічного зв'язку між атомами, прості речовини поділяються на метали і неметали. Для металів характерним є металевий зв'язок.

Якщо в періодичній системі елементів провести діагональ від Берилію до Астату, то праворуч від діагоналі вгору розташовуватимуться неметалічні елементи (крім елементів побічних підгруп), а ліворуч вниз – металічні елементи (до них також належать елементи всіх побічних підгруп). Елементи, розташовані поблизу діагоналі (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sn та інші), мають подвійний характер. Металічні елементи - це s-елементи першої і другої груп, деякі p-елементи, всі d- і f-елементи. Атоми металічних елементів на зовнішньому електронному шарі мають 1-3 електрони. З усіх відомих елементів близько 80% становлять метали.

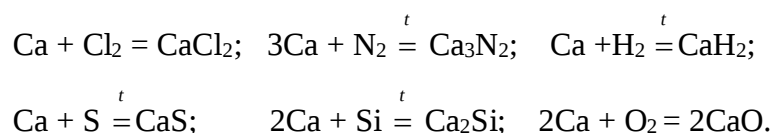
Фізичні властивості. Усі метали (за винятком ртуті), при звичайних умовах – тверді речовини. Метали мають блиск і зазвичай сірий колір, непрозорі.

За густиною метали поділяються на легкі (густина до 5г/см^3) і важкі (густина більше 5г/см^3). Найлегший метал - літій (густина 5г/см^3), найважчий - осмій (густина 22г/см^3). Метали характеризуються значною електропровідністю, яка зумовлюється присутністю в них вільних електронів. З підвищенням температури підсилюються коливання атомів (йонів), що утруднює спрямований рух електронів і це приводить до зменшення електропровідності. Метали мають різні температури плавлення і кипіння. Найбільш легкоплавний метал - ртуть, її температура плавлення $234,1\text{ K}$, цезій та галій плавляться при температурі відповідно $302,8\text{ K}$. Вольфрам - найбільш тугоплавкий метал, температура його плавлення 3663 K . Метали, що плавляться при температурі вище 1273 K , називаються тугоплавкими, нижче - легкоплавкими. Значна відмінність температур плавлення і кипіння пояснюється міцністю хімічного зв'язку між атомами в металах. Металам властива пластичність. Найпластичнішим металом є хром, найм'якшим - цезій. Метали мають кристалічну структуру і різний колір. Їх поділяють на чорні (залізо, марганець, хром) і корольові (всі інші) метали. Магнітні властивості виявляють залізо, кобальт, нікель, гадоліній. За активністю всі метали можна розташувати в ряд, що називається рядом активності, або рядом напруг металів (див. додаток). У ряд активності входить також Гідроген, який так само, як і метали, віддає електрон і утворює позитивний йон. З аналізу ряду активності можна зробити три основні висновки: 1) кожний метал витісняє із солей інші метали, що розташовані в ряді активності праворуч від нього, і може бути витіснений металами, що розташовані

ліворуч; 2) усі метали, розташовані ліворуч від Гідрогену, витісняють його із сполук, а розташовані праворуч - не витісняють його; 3) що лівіше перебуває метал, то він більш активно і сильно виявляє свої відновлювальні властивості і разом з тим більш важким стає процес відновлення його йонів.

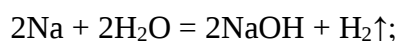
Хімічні властивості. Атоми металів віддають валентні електрони в хімічних реакціях і стають позитивно зарядженими йонами. Через це метали є відновниками $\text{Me}^0 - \text{ne}^- \rightarrow \text{Me}^{n+}$. Окисні властивості виявляти не можуть. Здатність атомів металів віддавати електрони (це їхня основна хімічна властивість) виявляється у металів неоднаково. Що легше метал віддає електрони, то він більш активно і енергійно вступає в хімічні реакції. Метали реагують:

1. З простими речовинами:

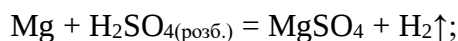


2. Активні метали реагують:

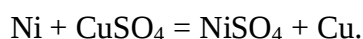
а) з водою:



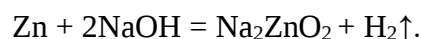
б) з кислотами:



в) з водними розчинами солей активних металів:



3. Метали, гідроксиди яких є амфотерними, взаємодіють з розчинами лугів:

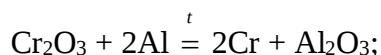


Одержання металів. Метали зустрічаються в природі у вільному стані й у вигляді хімічних сполук. У вільному стані зустрічаються малоактивні метали- золото і платина, рідше срібло, мідь, ртуть, олово. Мінерали, що використовують для промислового одержання металів, називаються рудами. Галузь промисловості, що одержує метали з руд, називається металургією.

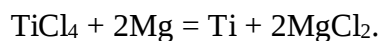
Залежно від способів одержання металів розрізняють піро-, гідро- і електрометалургію. *Пірометалургія* - це спосіб одержання металів з руд за допомогою реакцій відновлення, які проводять при високій температурі. Відновниками є вугілля, активні метали, CO, H₂:



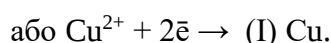
Якщо відновником є алюміній, процес називається алюмінотермією:



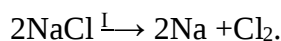
якщо магній - магнійтермією



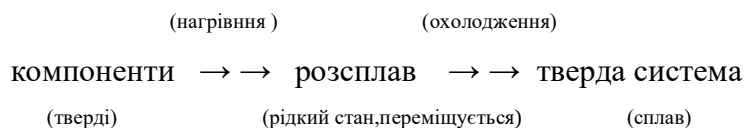
Гідрометалургія - це спосіб одержання металів з розчинів їхніх солей. При цьому метал, що входить до складу руди, спочатку переводять у розчин, а потім виділяють з цього розчину:



Електрометалургія - це спосіб одержання металів за допомогою електродлізу. Наприклад:



Сплави. Сплави – це системи, що складаються з двох і більше металів, а також металів і неметалів (вуглецю). Властивості сплавів відрізняють від властивостей вихідних компонентів. Хімічний зв'язок у сплавах – металічний. Через це сплави мають металевий блиск, електропровідність й інші властивості металів. Одержання сплавів здійснюють відповідно до схеми:



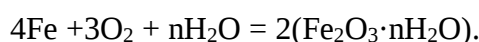
При цьому можливі такі варіанти:

1. Розплавлені метали змішуються один з одним у будь-яких співвідношеннях, необмежено розчиняються один в одному.
2. Розплавлені метали змішуються один з одним у будь-яких співвідношеннях, але при охолодженні твердий розчин не утворюється. При твердінні утворюються окремі кристалики кожного з металів.
3. Розплавлені метали при змішуванні взаємодіють один з одним і утворюють хімічну сполуку. Такі сполуки називаються інтерметалідами. Таких властивостей набувають сплави міді з цинком (CuZn), кальцію із стибієм (Ca₃Sb₂), натрію зі свинцем (Na₄Pb).

Нині деякі сплави одержують методом порошкової металургії. Метали і сплави піддаються хімічним руйнуванням.

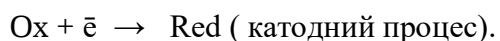
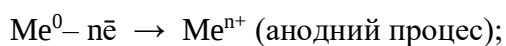
Корозія металів. Корозією металів називається процес хімічного руйнування металів під дією навколишнього середовища (атмосферного повітря, вологи, хімічно активних речовин). Корозія відбувається довільно, оскільки супроводжується зменшенням внутрішньої енергії. Це окисно-відновний процес. За механізмом процесу руйнування розрізняють два види корозії - хімічну й електрохімічну.

Хімічна корозія відбувається при контакті металів з розчинами неелектролітів або з різними сухими газами за високих температур. При цьому метали окиснюються різними окисниками - киснем повітря, оксидами Нітрогену або Сульфуру за участю випарів води. Наприклад, залізо під дією кисню і вологи зазнає корозії (іржавіння) за таким рівнянням:

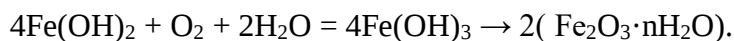
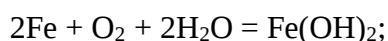
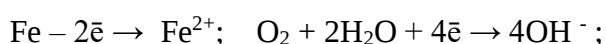


(іржа)

Руйнування металів і сплавів в результаті перебігу на їхній поверхні електрохімічних реакцій називають *електрохімічною корозією*. Така корозія зустрічається при зануренні металевих виробів у розчини, морську воду або при конденсації на металах вологи повітря. У процесі електрохімічної корозії одночасно відбуваються два процеси - окиснення металу Me (анодний процес) і відновлення окисника, наприклад кисню або катіонів Гідрогену (катодний процес):



Наприклад, корозію заліза в нейтральному або лужному середовищі описують такими рівняннями реакцій:



Продуктом корозії заліза є іржа.

Захист металів від корозії. До захисту металів від корозії належать методи:

1. Захисні покриття поверхні металів (покриття лаком, фарбою, емаллю).
2. Створення сплавів з антикорозійними властивостями (додавання до складу сплавів різних металів (хрому, нікелю, молібдену тощо).
3. Протекторний захист і електрозахист. Протекторний захист застосовується для захисту конструкцій, що перебувають у середовищі електроліту. При електрозахисті (катодний захист) полягає в тому, що метал сполучають з від'ємним полюсом джерела

постійного струму. А будь-який додатковий матеріал - з додатнім полюсом. При цьому окиснюється додатковий метал.

4. Зміна складу середовища. Для уповільнення корозії металів до електроліту додають речовини (органічні), що називають інгібіторами.

2.1.1. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ: «ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛІВ»

I. Завдання на аудиторну, самостійну роботу

1. Назвіть спільні характерні ознаки металів.
2. Куди слід віднести сплави - до хімічних сполук чи до сумішей?
3. Наведіть приклади піраметалургійного, електromеталургійного та електротермічного способів добування металів.
4. Як визначають та чим характеризують хімічну активність металів ?
5. Загальні хімічні властивості металів.
6. Найголовніші промислові способи добування металів. В чому їх суть?
7. Чому активні метали схильні до корозії?
8. Як протікає та від чого залежить процес корозії?
9. Які є способи захисту металів від корозії?
10. Основні фізичні властивості характерні для металів?
11. Хімічні властивості характерні для металів. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
12. Чи всі метали здатні реагувати з киснем і кислотами за звичайних умов?
13. Чому більшість металів після тривалого перебування на повітрі втрачають металічний блиск? Напишіть рівняння реакцій, які при цьому відбуваються.
14. У вигляді яких сполук метали зустрічаються в природі?
15. Положення металів у періодичній системі елементів.
16. Назвіть найбільш тугоплавкий і найбільш легкоплавкий метали.
17. Яка природа сплавів? Як склад сплаву впливає на його властивості?
18. Які метали зустрічаються в природі у самородному стані і які тільки у вигляді сполук?
19. Вкажіть відомі вам метали, які: а) витісняють водень з води; б) не витісняють водень з води.

20. Знайдіть в електрохімічному ряді напруг метал за такими ознаками:

а) не витісняє водень з розчинів кислот; б) витісняє ртуть з розчинів її солей.

21. Що спостерігається при частковому руйнуванні цинкового протикорозійного покриття заліза? Відповідь поясніть і напишіть рівняння реакції.

22. Чи можна відрізнити типові метали від неметалів за такою сукупністю властивостей: електропровідність, теплопровідність, ковкість, крихкість, пружність. Наведіть приклади.

23. Який метал найлегший серед тих, що використовуються як конструкційні матеріали?

24. Які властивості притаманні більшості хімічних елементів - металічні чи неметалічні? Дайте обґрунтовану відповідь.

25. Назвіть інертні метали, їх характеристика.

26. Охарактеризуйте електрохімічний ряд напруг металів.

27. Загальна характеристика властивостей металів.

28. Як змінюється хімічна активність металів головних підгруп I та II групи періодичної системи?

29. Як змінюються металічні властивості елементів II та III періодів?

30. Зазначте спільні ознаки, характерні для атомів металічних елементів: 1) малі атомні радіуси; 2) великі атомні радіуси; 3) невелике число електронів на зовнішньому енергетичному рівні; 4) велике число електронів на зовнішньому енергетичному рівні.

A.1,3. Б.1,4. В.2,4. Г.2,3

31. У процесі утворення хімічних зв'язків металічні елементи характеризуються здатністю:

A. віддавати зовнішні (валентні) електрони; Б. приєднувати електрони до завершення енергетичного рівня; В. як приєднувати, так і віддавати валентні електрони.

32. Вкажіть загальну електронну формулу елементів головної підгрупи II групи ПСЕ:

A. ns^1 ; Б. ns^2 ; В. ns^2np^6 ; Г. ns^1np^6 ; Д. ns^2np .

33. Зазначте тип хімічного зв'язку, який реалізується у металах:

A. ковалентний полярний; Б. ковалентний неполярний; В. йонний; Г. металічний; Д. донорно-акцепторний.

34. Вкажіть особливості металічного зв'язку, який реалізується у металах:

1) певна спрямованість у просторі;

2) немає певної спрямованості у просторі;

- 3) валентні електрони є узагальненими;
4) валентні електрони належать кожному конкретному атому.
35. Найтвердішим серед металів є:
А. Залізо; Б.Хром; В.Кобальт; Г. Ванадій; Д.Титан.
36. Із усіх відомих металів найм'якшим є:
А. Натрій; Б. Калій; В. Цезій; Г. Кальцій; Д. Барій.
37. Зазначте метал, який плавиться при найвищій температурі:
А. Вольфрам; Б. Титан; В. Ванадій; Г. Молібден; Д. Іридій.
38. Вкажіть самий легкоплавкий метал з наведених нижче:
А. Натрій; Б. Цезій; В.Калій; Г. Рубідій; Д. Літій.
39. З усіх металів найменшу густину має:
А. Натрій; Б. Цезій; В. Калій; Г. Рубідій; Д. Літій.
40. Найважчим серед металів є: А. Натрій; Б. Вольфрам; В. Ванадій; Г. Осмій; Д. Реній.
41. З перелічених нижче фізичних властивостей для металів не характерні такі:
1) металічний блиск; 4) ковкість;
2) низька теплопровідність; 5) пластичність;
3) висока теплопровідність; 6) амфотерність.
А. 2, 5, 6; Б. 1, 3; В. 3, 4, 5; Г. 2, 6; Д. 1, 3, 6.
42. Виберіть метал, який не може витіснити водень з розведених розчинів кислот:
А. Кальцій; Б. Магній; В. Мідь; Г. Залізо.
43. Ряд активності металів (електрохімічний ряд або ряд напруг) вперше запропонував:
А). В.Освальд; Б). Л.Писаржевський; В). М.Бекетов; Г). І.Каблуков; Д). Є.Шілов.
44. Якого біометалу в організмі людини найбільше:
А. Натрію; Б. Калію; В. Магнію; Г. Кальцію; Д. Цинку.
45. Вкажіть пару металів, які не реагують з розбавленим розчином сульфатної кислоти:
А. Кальцій і ртуть; Б. Магній і мідь; В. Золото і мідь; Г. Нікель і алюміній; Д. Калій і кобальт.
46. Зазначте метали, що реагують з водою за звичайних умов:
А. Кальцій і цинк; Б. Магній і алюміній; В. Мідь і залізо; Г. Нікель і алюміній;
Д. Калій і кальцій.

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

<i>№ запитання</i>	<i>Зміст</i>	<i>Варіанти відповідей</i>
1	Яке твердження є правильним?	1) густина металів змінюється в широких межах; 2) металевих елементів менше, ніж неметалевих; 3) неметали мають більш низьку електропровідність, ніж метали; 4) метали краще проводять тепло, ніж неметали.
2	Найбільшу густину має:	1) платина; 2) вольфрам; 3) осмій; 4) індій.
3	Найбільшу теплопровідність серед металів має:	1) мідь; 2) олово; 3) свинець; 4) ртуть.
4	Найбільш м'яким металом є:	1) алюміній; 2) золото; 3) цезій; 4) калій.
5	До чорних металів не належать:	1) залізо; 2) марганець; 3) хром; 4) свинець.
6	Хром є:	1) найбільш тугоплавким металом; 2) найбільш твердим металом; 3) кольоровим металом; 4) найкращим серед металів провідником тепла.

7	Серед перелічених металів найменш активним є:	1) ртуть; 2) магній; 3) свинець; 4) мідь.
8	В хімічних перетвореннях усі метали у вільному стані:	1) є тільки окисниками; 2) не беруть участі в окисно-відновних реакціях; 3) можуть бути окисниками або відновниками; 4) є тільки відновниками.
9	З водою при звичайних умовах взаємодіють:	1) метали, що розташовані в ряду активності праворуч від водню; 2) метали, що розташовані в ряду активності ліворуч від водню; 3) метали, активніші за магній; 4) метали, що розташовані в ряду активності між алюмінієм і воднем.
10	Фосфідами називаються	1) сполуки металів із солями фосфатної кислоти; 2) сполуки металів з фосфором; 3) сплави оксидів фосфору з неметалами; 4) середні солі фосфатної кислоти.
11	Сполуки металів з Гідрогеном називаються:	1) гідратами; 2) ангідридами; 3) кристалогідратами; 4) гідридами.
12	Яке твердження є правильним? ...що лівіше перебуває метал у ряді активності, то...	1) вище його тупоплавкість; 2) він більш активний; 3) сильніші його окисні властивості; 4) слабше він взаємодіє з неметалами.

13	Амфотерні властивості мають сполуки:	1) берилію; 2) магнію; 3) барію; 4) кальцію.
14	Який з перелічених металів взаємодіє з NaOH?	1) магній; 2) кальцій; 3) хром; 4) цинк.
15	У реакції з розведеною хлоридною кислотою не відбувається виділення газоподібного водню, якщо в цій реакції бере участь:	1) свинець; 2) металева ртуть; 3) залізо; 4) цинк.
16	Для одержання металів високого ступеню чистоти використовують:	1) пірометалургію; 2) електроліз; 3) порошкову металургію; 4) осадження важкорозчинних сполук металів.
17	Корозія металів...	1) спричиняє руйнування металів; 2) сприяє збереженню цілісності поверхневого шару металів; 3) усуває небажану хімічну активність будь-якого металу; 4) забезпечує захист металу від руйнування.
18	Антикорозійні властивості має сплав заліза з ...	1) вуглецем; 2) сіркою; 3) хромом; 4) фосфором.
19	Галузь промисловості, що одержує метали з руд, називається ...	1) металотермією; 2) магнійтермією; 3) алюмотермією;

		4) металургією.
20	Взаємодія заліза з киснем повітря ...	1) спричиняє газову корозію; 2) захищає метал від руйнування; 3) сприяє поліпшенню електричної провідності; 4) усуває утворення оксидів заліза.

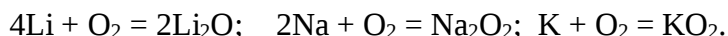
2.2. Елементи головних підгруп I-III груп періодичної системи елементів

Короткі теоретичні відомості

2.2.1. Елементи головної підгрупи I групи (лужні метали) періодичної системи елементів

Лужні метали складають головну підгрупу I групи періодичної системи елементів, це – Li, K, Na, Rb, Cs, Fr. На зовнішньому енергетичному рівні вони мають по одному валентному s-електрону, тобто їх загальна електронна формула ns^1 . Віддаючи свій єдиний валентний електрон, лужні метали набувають стійкої електронної конфігурації інертного елемента. Таким чином, це – активні метали і сильні відновники. З ростом заряду ядра збільшується число електронних шарів та радіус атома і валентний електрон віддаляється від ядра, внаслідок чого зростає металічна активність. Ступінь окиснення лужних металів +1.

На практиці це можна довести за допомогою реакцій з одним і тим же окисником, наприклад киснем:



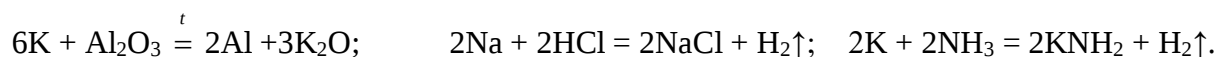
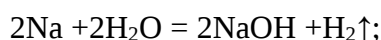
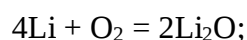
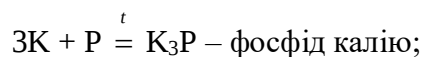
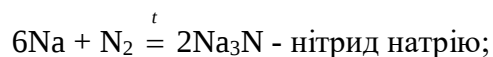
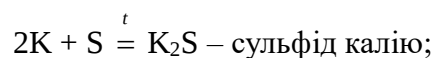
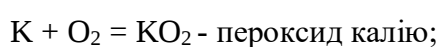
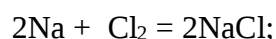
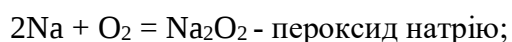
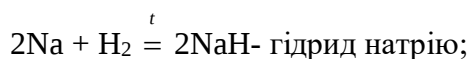
Вказана закономірність не співпадає з положенням металів в ряді активності, де на першому місці стоїть найменш активний серед лужних металів - Літій. Для визначення місця металу в ряді активності враховують не тільки енергію його йонізації, тобто енергію відриву електронів від атомів, а й енергію, яка витрачається на руйнування кристалічної ґратки та енергію, яка виділяється при гідратації йонів. У водних розчинах йони металів гідратовані молекулами води, що й впливає на їх розміри і хімічну активність.

Лужні метали – це м'які, легкі, сріблясто-білі метали. Із збільшенням атомної маси їхня густина збільшується, твердість, температура плавлення і кипіння зменшуються. У природі через високу активність лужні метали у вільному стані не зустрічаються. Найбільш поширеними є сполуки Натрію і Калію. Сполуки Натрію

містяться в морській воді, у рослинах і тваринних організмах. Найважливішими мінералами є: NaCl- кам'яна сіль, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - глауберова сіль, Na_3AlF_6 - кріоліт, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ - сильвініт, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - карналіт, K_2CO_3 - калій карбонат (поташ), KNO_3 - калій нітрат (калійна селітра), Na_2CO_3 - натрій карбонат (сода).

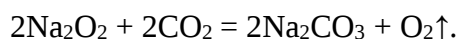
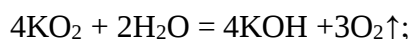
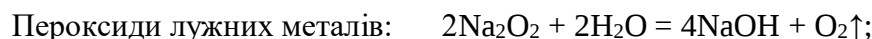
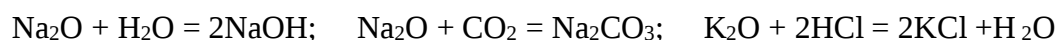
Добування лужних металів. Натрій і Калій добувають шляхом електrolізу розплавів їхніх хлоридів: $2\text{NaCl} = 2\text{Na} + \text{Cl}_2\uparrow$; $2\text{KCl} = 2\text{K} + \text{Cl}_2\uparrow$.

Хімічні властивості лужних металів.

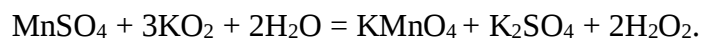


Сполуки лужних металів.

Оксиди лужних металів виявляють основні властивості:

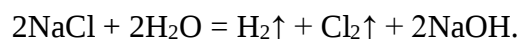
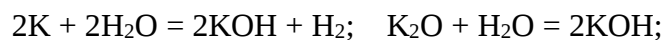


Перокси́ди натрію і калію є окисниками:



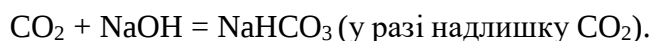
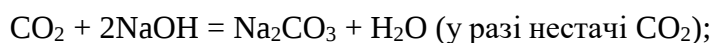
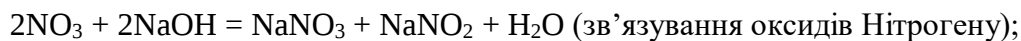
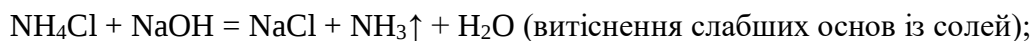
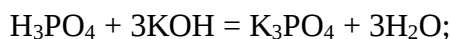
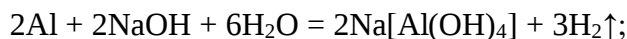
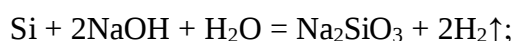
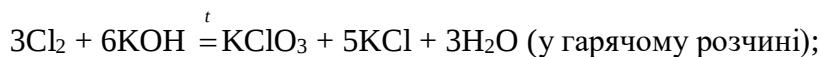
Гідрокси́ди лужних металів - це білі, тверді, кристалічні, тугоплавкі гігроскопічні (на повітрі поглинають вологу) речовини йонної будови. Добре розчиняються у воді. Натрій та калій гідрокси́ди - сильні електроліти.

Одержання гідроксидів:

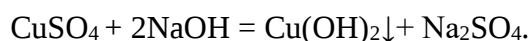
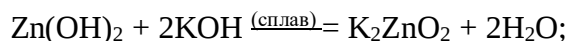
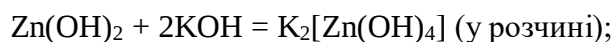
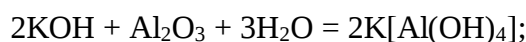


Хімічні властивості лужних металів:



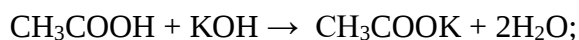


У розчині утворюються комплексні солі:

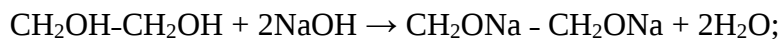


З органічними речовинами:

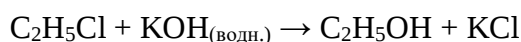
а) карбоновими кислотами:



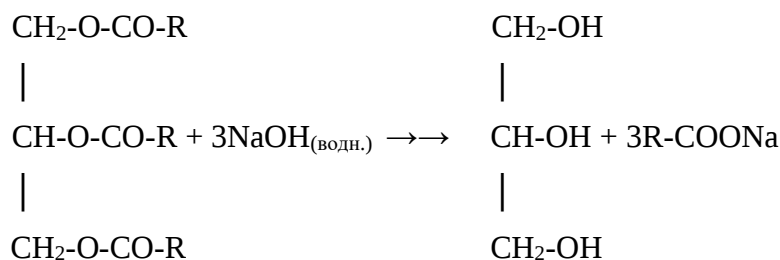
б) багатоатомними спиртами та фенолами:



в) галогеналканами:



г) жирами:

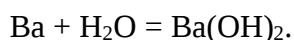


Застосування сполук лужних металів. NaOH та KOH – виробництво фарб, целюлози, мила, гідроліз органічних сполук, мінеральних добрив (KCl, K₂CO₃, KCl·MgCl₂), скла (Na₂SO₄). Консервування, в харчовій промисловості, медицині тощо.

2.2.2. Елементи головної підгрупи II групи (лужноземельні метали) періодичної системи елементів

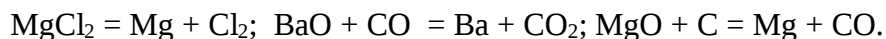
Головна підгрупа другої групи включає s-елементи: Берилій Be, Магній Mg, Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba, Радій Ra. На останньому енергетичному рівні атомів усіх елементів перебувають по два електрони, які вони легко віддають, перетворюючись на позитивно зарядженні йони (с.о. +2). Наявність ns^2 - електронів на зовнішньому рівні показує, що в нормальному стані атом не має неспарених електронів.

Всі елементи другої групи утворюють прості речовини - метали. Ca, Sr, Ba, Ra називаються лужно-земельними, оскільки їхні оксиди з водою утворюють луги:

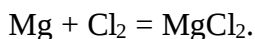
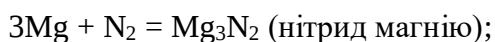
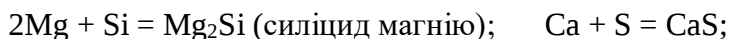


Фізичні властивості. Прості речовини, утворені елементами головної підгрупи, є метали білого або сріблясто-білого кольору. Зі збільшенням атомної маси елементів густина речовин збільшується, твердість зменшується, температура плавлення і кипіння зменшується.

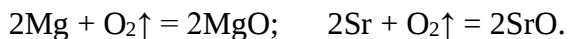
Добування лужноземельних металів. Прості речовини-метали одержують електролізом розплавів їхніх солей. Так, магній, кальцій, стронцій одержують електролізом розплавів хлоридів MgCl_2 , CaCl_2 , SrCl_2 , або відновленням оксидів при високій температурі:



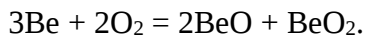
Хімічні властивості. Оскільки радіуси атомів елементів цих металів менші ніж радіуси відповідних атомів лужних металів, то металеві властивості в них виявлені слабше. Елементи II групи головної підгрупи є менш активними відновниками, ніж елементи головної підгрупи I групи. Це пов'язано зі зменшенням радіуса атомів і збільшення заряду ядра. У підгрупі металеві властивості підсилюються від Берилію до Радію. Берилій утворює сполуки з ковалентним зв'язком, Магній з йонним і ковалентним, лужноземельні метали – з йонним. Метали елементів головної підгрупи II групи взаємодіють з неметалами.



Берилій та магній при звичайних умовах взаємодіють з киснем повітря і на їхній поверхні утворюється щільна захисна плівка з оксидів:

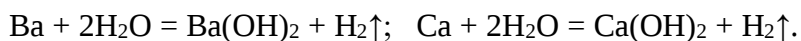


Однак при нагріванні Берилій горить у кисні з утворенням двох продуктів горіння:



З воднем берилій та магній безпосередньо не взаємодіють. Їхні гідриди можна одержати непрямим шляхом. Лужноземельні метали легко утворюють гідриди йонного характеру: $\text{Ba} + \text{H}_2 \uparrow = 2\text{BaH}_2$; $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$.

З водою берилій при звичайних умовах не взаємодіє, оскільки покритий тонкою, щільною захисною оксидною плівкою. Магній за тих самих умов з водою взаємодіє дуже повільно, а лужноземельні метали витісняють водень з води:



Взаємодія з розчинами кислот відбувається енергійно: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$.

Берилій може реагувати з розчинами лугів, оскільки Берилій гідроксид має амфотерні властивості: $\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 \uparrow + \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$.

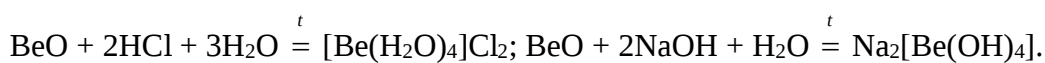
Йони металів II групи головної підгрупи утворюють комплексні сполуки.

Сполуки металів. Оксигеновмісні сполуки Берилію і його аналогів (оксиди і гідроксиди) мають основний характер.

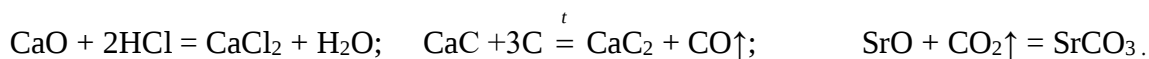
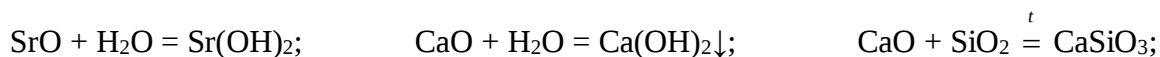
У ряді $\text{BeO} - \text{MgO} - \text{CaO} - \text{SrO} - \text{BaO}$ хімічна активність *оксидів* збільшується зліва направо. Берилій оксид BeO хімічно неактивний. При нагріванні виявляє амфотерні властивості:



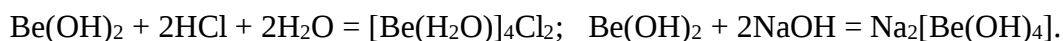
При нагріванні BeO взаємодіє з кислотами і лугами:



Оксиди MgO , CaO , SrO , BaO , RaO виявляють основні властивості:



Основні властивості *гідроксидів* Берилію, Магнію, Стронцію, Барію і Радію підсилюються, оскільки збільшується радіус йону металу і збільшується частка йонного зв'язку. $\text{Be}(\text{OH})_2$ виявляє амфотерні властивості:

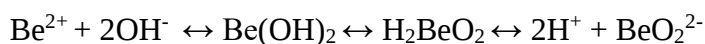


$\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ra}(\text{OH})_2$ виявляють тільки основні властивості:

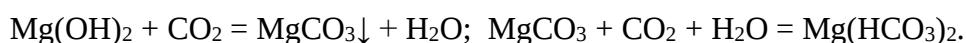
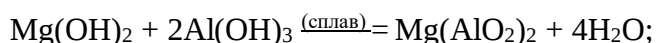
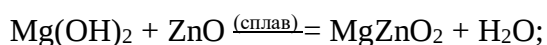
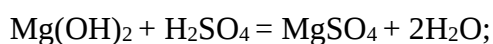
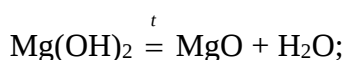
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – основа середньої сили, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – сильна основа амфотерної природи.

Розчинність гідроксидів у воді збільшується від $\text{Be}(\text{OH})_2$ до $\text{Ra}(\text{OH})_2$. $\text{Be}(\text{OH})_2$ не розчиняється у воді, розчинність $\text{Mg}(\text{OH})_2$ є незначною, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ розчиняється краще.

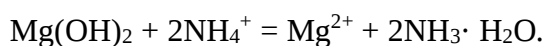
Схема дисоціації $\text{Be}(\text{OH})_2$:



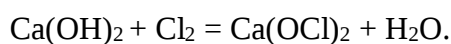
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – малорозчинна у воді речовина білого кольору.



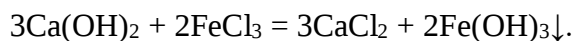
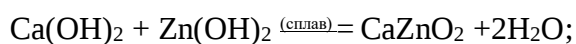
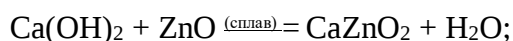
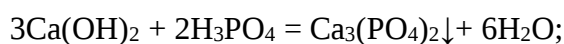
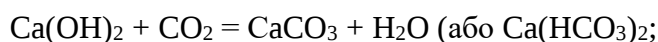
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ розчиняється в розчині аміаку:



$\text{Ca}(\text{OH})_2$ - насичений водний називають *вапняною водою*, а білу суспензію кальцій гідроксиду - *вапняним молоком*.



При надлишку хлору утворюється суміш CaCl_2 і $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ (*хлорне вапно*).



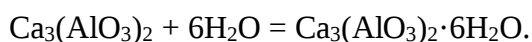
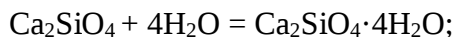
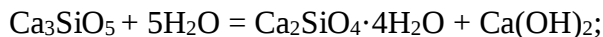
Солі металів II групи головної підгрупи гірше розчиняються у воді, ніж солі лужних металів. Розчинність солей оксигеновмісних кислот зменшується від Be до Ra. Кислі солі багатоосновних кислот краще розчинні у воді, ніж середні солі:



Гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ при нагріванні до 100°C втрачає $\frac{3}{4}$ кристалізаційної води і перетворюється на *алебастр*:



Цемент – зеленувато-сірий порошок, що складається переважно із силікатів (Ca_3SiO_5 , Ca_2SiO_4) і алюмінатів кальцію $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2$ та ін. Змішаний з водою цемент - це тістоподібна маса, що згодом твердне, втрачаючи воду. Цей процес описується наступними реакціями:

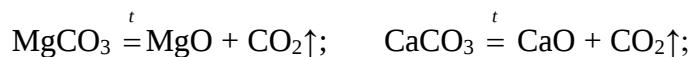


Сполуки елементів II групи головної підгрупи періодичної системи елементів у природі. Мінерали: доломіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCl}_2$, магнезит MgCO_2 , вапняк CaCO_3 , карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Значна частина сполук магнію міститься в морській воді, надаючи їй гіркого смаку. Магній входить до складу хлорофілу, кальцій фосфату $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ - до складу кісткової тканини тварин і людини.

Найважливішим мінералом, що містить барій, є шпат (барит) BaSO_4 . Радій (радіоактивний елемент) зустрічається в уранових рудах. Всі сполуки Берилію отруйні навіть у малих дозах.

Одержання сполук елементів II групи головної підгрупи:

1) термічним розкладанням карбонатів:



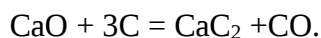
2) термічним розкладом $\text{Mg}(\text{OH})_2$: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O};$

3) спалювання металічного магнію: $2\text{MgO} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}.$

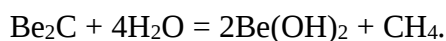
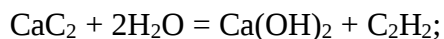
В лабораторії: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow.$

В промисловості: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2.$

Карбіди одержують за допомогою реакції між оксидами та вуглецем в електропечі:



При гідролізі вони утворюють гідроксиди та вуглеводні:

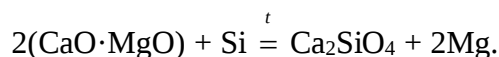


Прості речовини - метали одержують електролізом розплавів їхніх солей. Mg, Ca, Sr одержують електролізом розплавів хлоридів MgCl_2 , CaCl_2 , SrCl_2 .

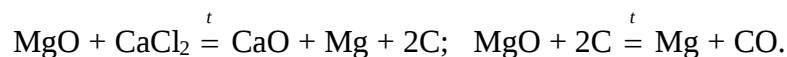


Основні методи одержання берилію це електроліз розплавів BeCl_2 або магній термічне відновлення BeF_2 .

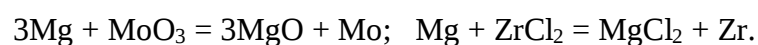
У металотермічному методі магній одержують шляхом відновлення прожареного доломіту ($\text{CaO} \cdot \text{MgO}$) кремнієм:



Вуглетермічний метод полягає в тому, що MgO відновлюють вугіллям або кальцій карбідом. Відновлення протікає відповідно до рівнянь:



Застосування. Берилій використовують як легуючу домішку до сплавів. Магній та кальцій – для одержання різних сплавів, а також у ролі відновників у виробництві деяких металів (Mo, W, Ti, Zr та ін.):



Радій використовують у медицині як джерело випромінювання, а також у ядерних реакціях. CaO – необхідний у виробництві вогнетривких і будівельних матеріалів. MgO – застосовують у будівельній промисловості (магнезитовий цемент). CaCl_2 – сировина для одержання ацетилену C_2H_2 . Гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ застосовують у будівництві, з нього шляхом випалу ($150\text{--}180^\circ\text{C}$) одержують палений гіпс або алебастр; якщо його змішати

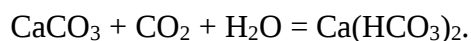
з водою, то відбудеться твердіння маси: $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} = 2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$.

У сільському господарстві, як добрива застосовують солі кальцію: кальцій нітрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, фосфати кальцію $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{PO}_4)_3$.

Твердість води

Твердість води зумовлена наявністю розчинних у ній солей. При використанні твердої води витрачається значно більше мийних засобів, утворюється накип на посуді та нагрівальних приладах. Розрізняють два види твердості води: тимчасову (карбонатну) та постійну (некарбонатну).

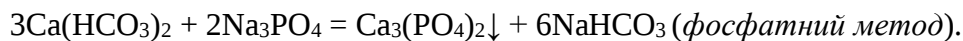
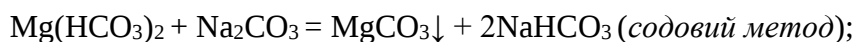
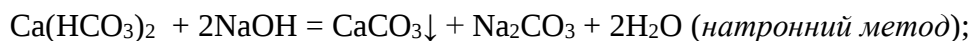
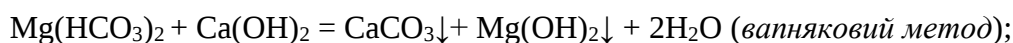
Тимчасова твердість зумовлена наявністю у воді $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Вода, яка завжди містить незначну кількість розчиненого CO_2 , протікає крізь гірську породу, що складається з нерозчинених карбонатів. Під впливом H_2CO_3 вони перетворююся на розчинні гідрокарбонати.



Постійний рух води спричиняє вимивання порід (утворення печер). Карбонатну твердість усувають кип'ятінням.



Хімічні шляхи усунення тимчасової твердості:



Постійна твердість води зумовлена наявністю у воді сульфатів і хлоридів Кальцію та Магнію (головним чином), а також йонів Феруму й Мангану. Твердість води вимірюють у моль/м³, ммоль/л, однак на практиці її частіше виражають через молярну концентрацію еквівалентів (нормальну концентрацію) йонів Кальцію та Магнію в мг-екв/л і 1мг-екв/л відповідає 20,04мг Ca²⁺ (або 12,16мг Mg²⁺), які містяться в 1л води. Якщо твердість води менша за 2мг-екв/л, то вода м'яка, 2-10 - середня, понад 10 - тверда.

Шляхи усунення:

- содовий метод: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
- фосфатний метод: $3\text{MgSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$;
- іонітний метод: $\text{CaSO}_4 + 2\text{HKt} = \text{Ca}(\text{Kt})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{AnOH} = (\text{An})_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Йони Ca²⁺ та Mg²⁺ заміщуються на йони Na⁺ (або H⁺). Існують іоніти, які повністю знесолюють воду (метод знесолення): усі йони заміщуються на йони H⁺ і OH⁻. Іоніти (катіоніти й аніоніти) – тверді високомолекулярні полікислоти чи поліоснови (іонообмінні смоли) – потребують періодичної регенерації.

- зворотній осмос: використовують напівпроникні (поліаміди) мембрани, унаслідок чого видаляється більшість (до 99,9%) солей, застосовують для підготовки питної води;
- електродіаліз (видалення солей з води під впливом електричного поля);
- дистиляція, тобто перегонка води.

2.2.3. Елементи головної підгрупи III групи періодичної системи елементів

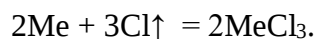
Головна підгрупа III групи включає р-елементи: Бор, Алюміній, Талій, Індій, Галій. Усі елементи крім Бору, утворюють прості речовини метали. Бор виявляє неметалічні властивості. Його гідроксид Н₃ВО₃ - кислота (борна кислота).

Атоми елементів головної підгрупи III групи на зовнішньому електронному шарі мають по три електрони. Для того, щоб мати завершений зовнішній електронний шар,

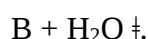
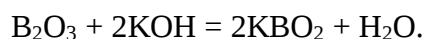
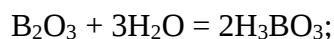
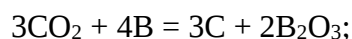
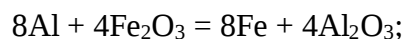
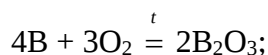
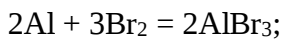
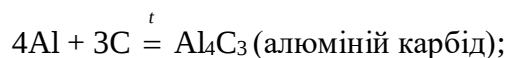
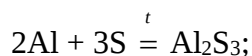
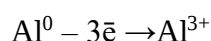
їм вигідніше віддати три валентні електрони, ніж приєднати п'ять. Тому ці елементи виявляють с.о. +3. Із збільшенням порядкового номера елемента в підгрупі металеві властивості посилюються.

Фізичні властивості. Бор (В) - неметал. У кристалічному стані - чорна тугоплавка речовина, що характеризується напівпровідністю. У природі зустрічається кілька алотропних модифікацій бору. Алюміній Al - це сріблясто-білий легкий метал. Він є хорошим електро- і теплопровідником. Алюміній легко прокатувати в лист, витягувати в дріт, він легко утворює сплави. При 600⁰С алюміній стає крихким. Метали галій, індій і талій – це сріблясто-білі дуже легкоплавкі речовини. Прикметною рисою індію є здатність більш рівномірно, ніж інші метали, відбивати світлові хвилі.

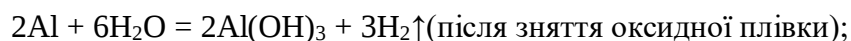
Хімічні властивості. Метали алюміній, галій, індій, талій реагують з галогенами:



Енергійно взаємодіють з киснем. Алюмінію притаманна висока хімічна активність. Він виявляє лише відновні властивості:

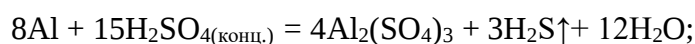


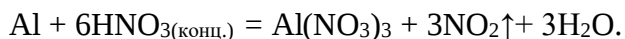
У воді оксиди Al, Tl не розчиняються. Суміш еквівалентних кількостей Al і Fe₃O₄ називають *термітом*. Металургійний процес взаємодії оксидів металічних елементів з алюмінієм за високої температури називають *алюмінотермією*.



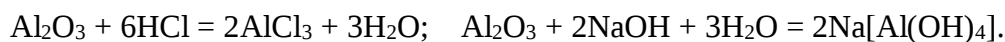
На холоді пасивується H₂SO_{4(конц.)} та HNO_{3(конц.)}.

При нагріванні:



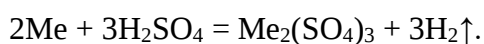


Розчинність у кислотах зростає від Al_2O_3 до Tl_2O_3 , а в лугах знижується (посилення основних властивостей):

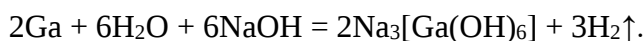


При сплавленні з лугами утворюються орто- (Na_2AlO_3) або мета-алюмінати (NaAlO_2).

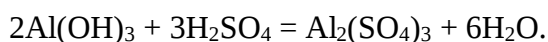
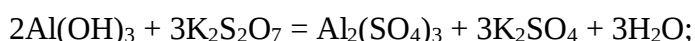
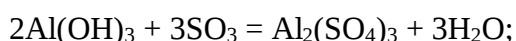
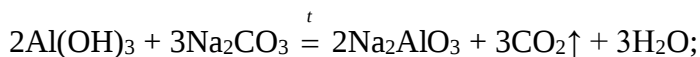
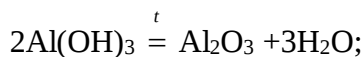
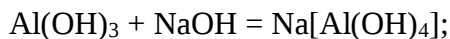
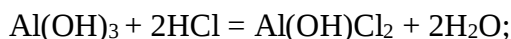
Гідроксиди $\text{Me}(\text{OH})_3$ виявляють амфотерні властивості: $\text{Al}(\text{OH})_3$ і $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - типові амфотерні сполуки, у $\text{In}(\text{OH})_3$ - основні властивості переважають над кислотними, а в $\text{Tl}(\text{OH})_3$ кислотні властивості виражені дуже слабо. Метали витісняють водень з розчинів кислот:



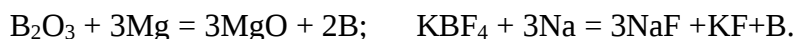
Алюміній і галій розчиняються в лугах:



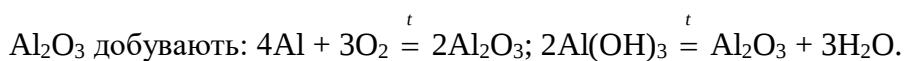
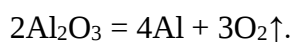
Алюміній гідроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$ – біла тверда речовина, яка не розчиняється у воді. Лише свіжоосаджений алюміній гідроксид розчиняється в кислотах (утворюючи середні та основні солі) та лугах:



Одержання. Одержання бору у вільному стані відбувається методами металометрії. Зазвичай для цієї мети використовують активні метали - магній або натрій:

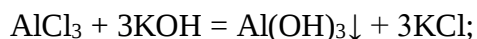


Алюміній одержують електролізом Al_2O_3 (90%) в розплаві кріоліту Na_3AlF_6 (10% , для зниження $t_{\text{пл}}$ до 950°C):

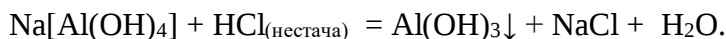


$\text{Al}(\text{OH})_3$ добувають:

1) дією лугу (без надлишку) на розчинну сіль Алюмінію:



2) дією хлоридної кислоти на комплексну сіль Алюмінію:



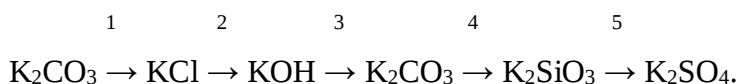
Застосування. Натрієва сіль ортоборної кислоти (бура) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ застосовується в різних галузях промисловості. Бориди використовують для одержання надтвердих і жароміцних спецсплавів.

Завдяки захисній оксидній плівці алюміній стійкий відносно зовнішніх впливів. Алюміній нетоксичний, тому застосовується для виготовлення посуду й металів. Алюмінієва фольга – прекрасний матеріал для упакування харчових продуктів.

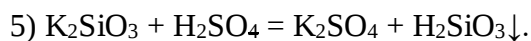
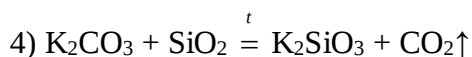
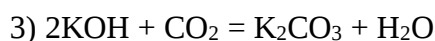
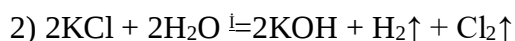
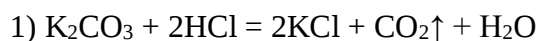
Знаходження в природі. Найважливішими природними сполуками Алюмінію – це алюмосилікати $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$, кріоліт $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{SiO}_2$, корунд Al_2O_3 , боксити $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

2.2.4. Приклади розв'язків завдань

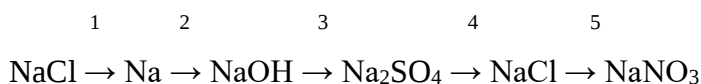
Приклад 1. Наведіть рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



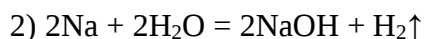
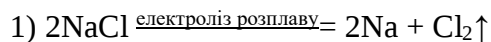
Розв'язок.

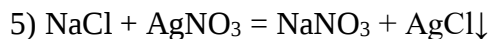
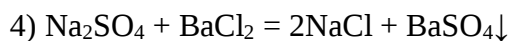
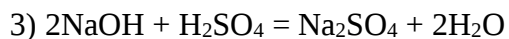


Приклад 2. Наведіть рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

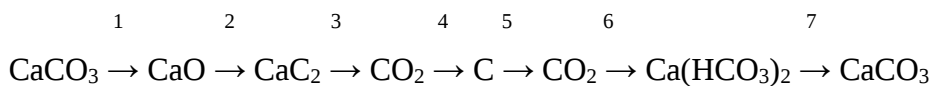


Розв'язок.

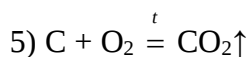
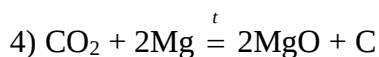
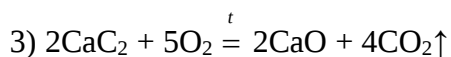
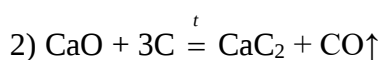
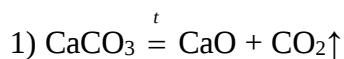




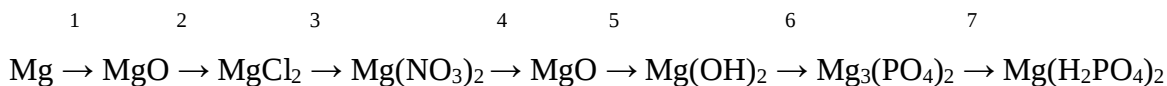
Приклад 3. Наведіть рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



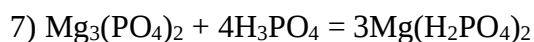
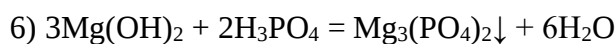
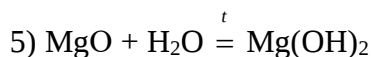
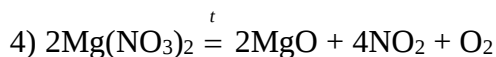
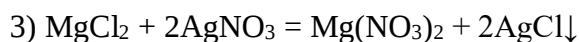
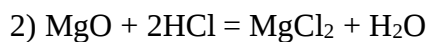
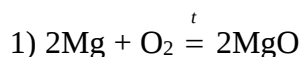
Розв'язок.



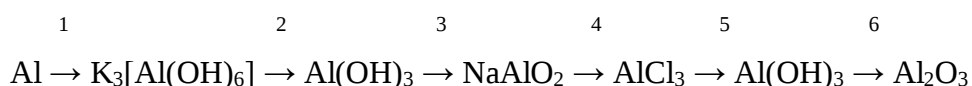
Приклад 4. Наведіть рівняння реакцій за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



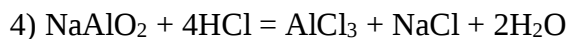
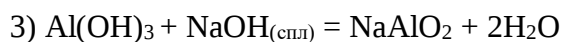
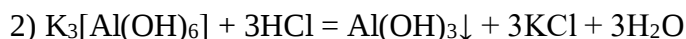
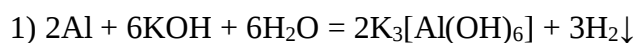
Розв'язок.



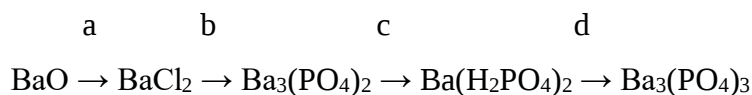
Приклад 5. Як здійснити такі перетворення алюмінію та його сполук:



Розв'язок.

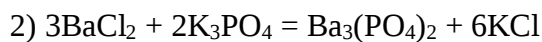
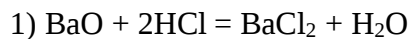


Приклад 6. Укажіть формули речовин а-d, які необхідно взяти для здійснення такого перетворення:



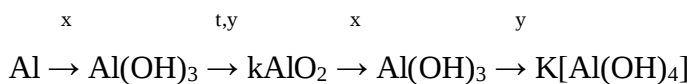
	a	b	c	d
A	HClO	H ₃ PO ₄	K ₃ PO ₄	BaO
Б	HCl	K ₃ PO ₄	H ₃ PO ₄	Ba(OH) ₂
В	HClO ₂	Na ₃ PO ₄	HPO ₃	BaCl ₂
Г	Cl ₂	(NH ₄) ₃ PO ₃	K ₃ PO ₄	Ba(OH) ₂

Розв'язок. Записуємо рівняння реакцій:



Отже, правильна відповідь – б.

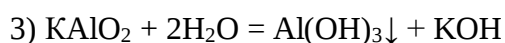
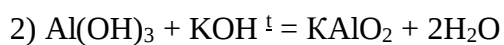
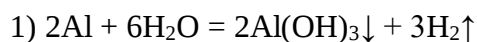
Приклад 7. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення і вкажіть формули речовин х-у:



A. x – KOH, y – H₂O ; Б. x – H₂O, y – KOH;

В. x – KOH, y – NH₄OH; Г. x – NH₄OH, y – KOH.

Розв'язок. Записуємо рівняння запропонованих реакцій:





Отже, правильна відповідь – Б.

2.2.5. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ: «ЕЛЕМЕНТИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП І-ІІІ ГРУП ПСЕ»

І. Завдання на аудиторну, самостійну роботу

1. Дайте загальну характеристику елементам І групи головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва (лужні метали).
2. Як поширені лужні метали у природі? Перелічіть найважливіші природні сполуки елементів головної підгрупи І групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва.
3. Розкажіть про основні способи добування лужних металів. Де застосовують лужні метали?
4. Опишіть фізичні та хімічні властивості лужних металів.
5. Дайте загальну характеристику елементам головної підгрупи ІІ групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва (лужноземельні метали).
6. Чи поширені лужноземельні метали у природі? Які найважливіші природні сполуки елементів головної підгрупи ІІ групи періодичної системи Д.І. Менделєєва ви знаєте?
7. Які основні способи добування лужноземельних металів? Де застосовують лужноземельні метали?
8. Вкажіть фізичні та хімічні властивості лужноземельних металів.
9. Що таке твердість води? Які способи її усунення?
10. Дайте загальну характеристику елементам головної підгрупи ІІІ групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва.
11. Назвіть найважливіші природні сполуки елементів головної підгрупи ІІІ групи періодичної системи елементів Д.І. Менделєєва.
12. Які основні способи добування алюмінію? Де застосовують метали головної підгрупи ІІІ групи?
13. Охарактеризуйте фізичні та хімічні властивості металів головної підгрупи ІІІ групи (на прикладі алюмінію).

14. Найважливішими природними сполуками Кальцію є:
а) сильвініт і мірабіліт; б) глаурит і каїніт;
в) вапняк і мрамур; г) сильвініт і карналіт.
15. Хімічна формула мінералу корунду:
а) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; б) AlCl_3 ; в) $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$; г) Al_2O_3 .
16. Катіони, що спричиняють твердість води:
а) Ca^{2+} і Al^{3+} ; б) Mg^{2+} і Ca^{2+} ; в) Na^+ і Al^{3+} ; г) Al^{3+} і K^+ .
17. Заряд карбонат-йона у формулі калій гідрогенкарбонату дорівнює:
а) 1^+ ; б) 1^- ; в) 2^+ ; г) 2^- .
18. У розчині магній(II) нітрату містяться катіони та аніони із зарядами:
а) 2^+ і 2^- ; б) 2^+ і 1^- ; в) 1^+ і 1^- ; г) 1^+ і 2^- .
19. Елементи лужних металів – це:
а) Калій, Купрум; б) Аргентум, Літій;
в) Рубідій, Натрій; г) Аурум, Купрум.
20. Правильним є твердження, що магній взаємодіє із хлоридною кислотою швидше, ніж залізо, тому що:
а) залізо вкривається оксидною плівкою; б) кислота пасивує залізо;
в) кислота активує магній; г) магній активніший.
21. Пірометалургійні процеси добування металів відбуваються в такій послідовності:
а) окиснення, відновлення; б) окиснення, доокиснення;
в) відновлення, окиснення; г) відновлення, гідрування.
22. Орбіталі валентних електронів атома Берилію мають форму:
а) сфери; б) гантелі; в) кільця; г) іншу.
23. У разі дії гідроксид-аніона на запропоновані катіони спостерігаються такі ознаки якісних реакцій:
а) Al^{3+} ; 1) виділяється газ із різким запахом;
б) Fe^{2+} ; 2) випадає білий драглистий осад;
в) Fe^{3+} ; 3) випадає сіро-зелений пластівчастий осад;
г) NH_4^+ ; 4) випадає бурий осад.
24. Лужні метали добувають з їхніх галогенідів методом:
а) відновлення вуглецем;
б) перетворення на оксиди з наступним відновленням вуглецем;
в) електролізом розплаву;

- г) електролізом водного розчину.
25. Помилковим твердженням є:
- а) водні розчини сполук, як правило, безбарвні;
 - б) сполуки лужних металів є йонними кристалічними сполуками;
 - в) сполуки лужних металів, як правило, розчиняються у воді;
 - г) водні розчини сполук лужних металів завжди мають лужну реакцію.
26. Із наведених металів забарвлює полум'я у жовтий колір:
- а) кальцій; б) калій; в) алюміній; г) натрій.
27. Натрій можна зберігати у рідині:
- а) етиловому естері оцтової кислоти; б) гасі;
 - в) етанолі; г) тетрахлорметані.
28. При взаємодії натрію з водою:
- а) реакція не відбувається;
 - б) натрій сполучається з водою;
 - в) відбувається витіснення водню з води;
 - г) відбувається витіснення кисню з води.
30. Лужні метали розташовані:
- а) у першій половині періодичної системи;
 - б) у першому періоді періодичної системи;
 - в) в головній підгрупі першої групи періодичної системи;
 - г) в головній підгрупі другої групи періодичної системи.
31. У промисловості кальцій оксид одержують:
- а) реакцією кальцію з киснем;
 - б) реакцією кальцію з водою;
 - в) термічним розкладом гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - г) термічним розкладом карбонату CaCO_3 .
32. Електронна формула атома Алюмінію:
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
33. У натрій гідроксиді йонний зв'язок має місце:
- а) між Натрієм та Оксигеном;

- б) між Гідрогеном та Оксигеном;
- в) між Натрієм та Гідрогеном;
- г) всі зв'язки.

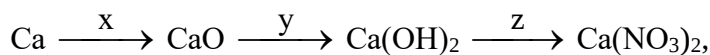
34. У запропонованій нижче схемі перетворень хімічних сполук:



на місці x та y необхідно записати:

- а) KOH та K_2SO_4 ;
- б) NH_4OH та H_2SO_4 ;
- в) H_2O та H_2SO_4 ;
- г) H_2O та SO_2 .

35. У запропонованій нижче схемі рівнянь трьох послідовних перетворень:



речовини x, y та z – це:

- а) $x = \text{O}_2$; $y = \text{H}_2\text{O}$; $z = \text{HNO}_3$;
- б) $x = \text{H}_2\text{O}$; $y = \text{H}_2$; $z = \text{HNO}_3$;
- в) $x = \text{O}_2$; $y = \text{H}_2\text{O}$; $z = \text{NaNO}_3$;
- г) $x = \text{O}_2$; $y = \text{NaOH}$; $z = \text{NaNO}_3$.

36. Лужноземельні метали розташовані:

- а) у першій половині періодичної системи;
- б) у першому періоді періодичної системи;
- в) у головній підгрупі першої групи періодичної системи;
- г) у головній підгрупі другої групи періодичної системи.

37. Для одержання алюмінію за реакцією $\text{AlCl}_3 + 3\text{K} \rightarrow 3\text{KCl} + \text{Al}$, необхідно:

- а) нагрівання водного розчину;
- б) нагрівання суміші без доступу вологи;
- в) нагрівання суміші без доступу повітря та вологи;
- г) охолодження суміші без доступу повітря.

38. У хімічних реакціях атоми лужних металів:

- а) віддають один електрон і є сильними відновниками;
- б) віддають один електрон і є сильними окисниками;
- в) віддають два електрони і є сильними відновниками;
- г) віддають два електрони і є сильними окисниками.

39. У запропонованому рівнянні реакції $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow ? + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

на місці знаку запитання необхідно записати:

- а) Mg ;
- б) MgO ;
- в) $\text{MgCO}_3\downarrow$;
- г) $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

40. Лужні метали Na та K одержують:

- а) електролізом розплавів хлоридів;
- б) електролізом розчинів хлоридів;
- в) відновленням хлоридів;
- г) розкладом оксидів при високій температурі.

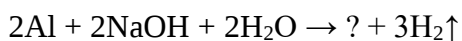
41. Ступінь окиснення Алюмінію у сполуках дорівнює:

- а) +3;
- б) -3;
- в) +3 або +2;
- г) -3 або -2.

42. При нагріванні природного гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ до 200°C утворюється:

- а) CaO та H_2SO_4 ;
- б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та SO_3 ;
- в) CaSO_4 та H_2O ;
- г) $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

43. У запропонованому нижче рівнянні реакції



на місці знаку запитання необхідно записати:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Na}_2\text{O}$;
- б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O}$;
- в) NaAlO_2 ;
- г) 2NaAlO_2 .

44. Кальцій одержують:

- а) електролізом розплавів хлоридів;
- б) електролізом розчинів хлоридів;
- в) відновленням гідроксидів;
- г) розкладом оксидів при високій температурі.

45. В реакції Al та CuSO_4 утворюється:

- а) Al_2S_3 і CuO ;
- б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Cu ;
- в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і CuO ;
- г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Cu_2O .

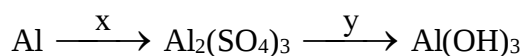
46. Гідроксиди лужних металів одержують:

- а) електролізом розплавів хлоридів;
- б) електролізом розчинів хлоридів;
- в) відновленням гідроксидів;
- г) розкладом оксидів при високій температурі.

47. Металічні властивості елементів у ряді Mg, Ca, Sr, Ba:

- а) зростають;
- б) знижуються;
- в) спочатку зростають, а потім знижуються;
- г) спочатку знижуються, а потім зростають.

48. У запропонованій нижче схемі перетворень хімічних сполук



на місцях x та y слід записати:

- а) Na_2SO_4 і NaOH ;
- б) H_2SO_4 і NaOH ;
- в) CuSO_4 і H_2O ;
- г) CuSO_4 і H_2O .

49. Лужні метали реагують:

- а) з усіма неметалами, крім водню;
- б) з усіма неметалами, крім водню і хлору;
- в) з усіма неметалами, крім вуглецю;
- г) з усіма неметалами.

50. Тимчасова твердість води обумовлена присутністю в ній:

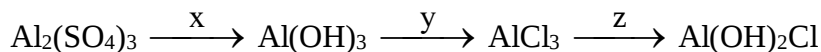
- а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$;
- в) CaSO_4 ;
- г) CaSO_4 і MgSO_4 .

51. Реакція $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$ є реакцією:

- а) заміщення;

- б) обміну;
- в) сполучення;
- г) розкладу.

52. У запропонованій нижче схемі рівнянь трьох послідовних перетворень



речовини x, y та z – це:

- а) $x = \text{NaOH}$; $y = \text{AgCl}$; $z = \text{NaOH}$;
- б) $x = \text{NaOH}$; $y = \text{HCl}$; $z = \text{NaOH}$;
- в) $x = \text{H}_2\text{O}$; $y = \text{HCl}$; $z = \text{NaOH}$;
- г) $x = \text{NH}_4\text{OH}$; $y = \text{AgCl}$; $z = \text{H}_2\text{O}$.

53. В реакціях лужних металів з киснем при горінні утворюється оксид Me_2O :

- а) у випадку Li;
- б) у випадку Li і Na;
- в) у випадку Li, Na і K;
- г) у випадку Li, Na, K і Cs.

54. Постійна твердість води обумовлена присутністю в ній:

- а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$;
- в) CaSO_4 ;
- г) CaSO_4 і MgSO_4 .

55. Тимчасову твердість води можна усунути:

- а) кип'ятінням води;
- б) додаванням соди Na_2CO_3 ;
- в) додаванням вапняного молока $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- г) усіма цими способами.

56. В реакції натрій пероксиду Na_2O_2 та карбону (IV) оксид утворюється:

- а) Na_2CO_3 ;
- б) Na_2CO_3 та металічний натрій;
- в) Na_2CO_3 та кисень;
- г) реакція не протікає.

57. Постійну твердість води можна усунути:

- а) кип'ятінням води;
- б) додаванням соди Na_2CO_3 ;

в) додаванням кальцій гідроксиду $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

г) усіма цими способами.

58. В реакції натрій пероксиду Na_2O_2 та хлоридної кислоти утворюється:

а) Na_2SO_4 і вода;

б) Na_2SO_4 і водень;

в) Na_2SO_4 і гідроген пероксид;

г) Na_2SO_4 і натрій гідроксид.

59. У водному розчині алюміній хлориду середовище:

а) кисле;

в) нейтральне;

б) лужне;

г) кисле або лужне залежно від температури.

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

№ зати- тання	Зміст	Варіанти відповідей
1.	Який метал не належить до лужних?	1) рубідій; 2) кальцій; 3) цезій; 4) францій.
2.	Лужні метали першої групи можуть виявляти ступінь окиснення	1) +2; 3) +3; 2) +1; 4) -1.
3.	Метали побічної групи першої групи належать до	1) <i>p</i> -елементів; 2) <i>s</i> -елементів; 3) <i>d</i> -елементів; 4) <i>p</i> - або <i>d</i> -елементів (цезій).
4.	Оксиди лужних металів	1) мають кислотні властивості; 2) не є солетворними; 3) мають амфотерні властивості; 4) мають основні властивості.
5.	При взаємодії Na_2O з водою	1) виділяється водень; 2) утворюється пероксид водню;

		3) утворюється луг; 4) виділяється кисень.
6.	Кисень виділяється в результаті взаємодії	1) NaOH і CO_2 ; 2) Na_2O_2 і CO_2 ; 3) Na_2O_2 і CO ; 4) Na_2O і CO_2 .
7.	Сполука сильвініту виражається формулою	1) $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$; 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; 3) Na_3AlF_6 ; 4) $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
8.	Гідроксиди лужних металів одержують у результаті	1) реакції середніх солей лужних металів з оксидом алюмінію; 2) взаємодії лужного металу з воднем; 3) термічного розкладання оксидів; 4) електролізу розчинів солей.
9.	При взаємодії літію з розведеною кислотою H_2SO_4 утворюється	1) гідрид літію; 2) елементарна сірка; 3) газоподібний водень; 4) сульфур (IV) оксид.
10.	На зовнішньому електронному рівні лужних металів є	1) один <i>d</i> -електрон; 2) один <i>s</i> -електрон; 3) один <i>p</i> -електрон; 4) один <i>f</i> -електрон у Францію, в інших один <i>s</i> -електрон.
11.	У природі у вільному стані зустрічається	1) калій оксид; 2) натрій; 3) літій; 4) мідь.
12.	Для запобігання хімічним взаємодіям лужні метали зберігають	1) у металевих балонах; 2) під шаром гасу; 3) під шаром води; 4) під шаром алюмінієвої пудри.
13.	Поташ має формулу	1) K_2CO_3 ; 2) KNO_3 ;

		3) Na_2SO_4 ; 4) $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
14.	При горінні натрію на повітрі утворюється	1) натрій нітрид; 2) натрій пероксид; 3) натрій гідроксид; 4) натрій оксид.
15.	При взаємодії калію з воднем утворюється	1) калій гідроксид; 2) калій пероксид; 3) калій гідрид; 4) калій сульфід.
16.	Природним мінералом калію є	1) глауберова сіль; 2) карналіт; 3) сода; 4) кам'яна сіль.
17.	Газоподібний водень утворюється при взаємодії	1) лужного металу з водою; 2) оксиду лужного металу з водою; 3) гідроксиду лужного металу з водою; 4) сульфиду лужного металу з водою.
18.	Хімічно найактивнішим металом з перелічених є	1) натрій; 2) магній; 3) цезій; 4) літій.
19.	При електролізі розплаву натрій гідроксиду на аноді утворюється	1) металевий натрій; 2) натрій оксид; 3) водень; 4) кисень.
20.	Яке твердження є неправильним?	1) водень одержують у результаті взаємодії пероксидів лужних металів з водою; 2) атоми лужних металів забарвлюють безбарвне полум'я в різні кольори; 3) лужні метали енергійно взаємодіють із сіркою;

		4) одним із продуктів електролізу водних розчинів NaCl є водень.
21.	Який метал не належить до лужноземельних?	1) радій; 2) магній; 3) барій; 4) стронцій.
22.	Метали першої групи основної підгрупи виявляють ступінь окиснення	1) +1; 2) +2; 3) -3; 4) +3;
23.	Метали побічної групи першої групи належать до	1) <i>p</i> -елементів; 2) <i>s</i> -елементів; 3) <i>d</i> -елементів; 4) <i>p</i> - або <i>d</i> -елементів (Актиній).
24.	Оксиди лужно-земельних металів	1) мають кислотні властивості; 2) не є солетворними; 3) мають амфотерні властивості; 4) мають основні властивості.
25.	При взаємодії CaO з водою...	1) виділяється водень; 2) утворюється гідроген пероксид; 3) утворюється луг; 4) виділяється кисень.
26.	Водень виділяється при взаємодії	1) кальцію з водою; 2) кальцій оксиду з водою; 3) кальцій гідроксиду, з водою; 4) кальцій оксиду з хлоридною кислотою.
27.	Склад гіпсу описується формулою	1) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; 3) CaC_2 ; 4) $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
28.	Оксиди лужноземельних металів	1) розчиненням у воді металу; 2) взаємодією металу з воднем;

	одержують	3) термічним розкладанням карбонатів; , 4) електролізом розчинів солей.
29.	При взаємодії барію з розведеною кислотою H_2SO_4 утворюється	1) барій гідрид; 2) елементарна сірка; 3) газоподібний водень; 4) сульфур (IV) оксид.
30.	На зовнішньому електронному рівні лужноземельних металів є	1) два <i>d</i> -електрони; 2) два <i>s</i> -електрони; 3) два <i>p</i> -електрони; 4) Два <i>f</i> -електрони в Радію, в інших металів два <i>s</i> -електрони.
31.	Радіоактивним елементом є	1) Стронцій; 2) Кальцій; 3) Радій; 4) Барій.
32.	З воднем безпосередньо не взаємодіє	1) Барій; 3) Радій; 2) Магній; 4) Кальцій.
33.	Сполука $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCl}_2$ називається	1) доломітом; 2) вапняком; 3) карналітом; 4) магнезитом.
34.	З розчинами лугів взаємодіє	1) Кальцій; 2) Берилій; 3) Радій; 4) Магній.
35.	При взаємодії барію з воднем утворюється	1) барій сульфід; 2) барій пероксид; 3) барій гідрид; 4) барій гідроксид.
36.	Природним мінералом кальцію є	1) глауберова сіль; 2) фосфорит; 3) магнезит; 4) кам'яна сіль.

37.	Газоподібний водень утворюється при взаємодії	1) лужноземельного металу з водою; 2) оксиду лужноземельного металу з водою; 3) гідроксиду лужноземельного металу – з водою; 4) сульфїду лужноземельного металу з водою.
38.	Найбільш хімічно активним металом з перелічених є	1) кальцій; 2) радій; 3) барій; 4) стронцій.
39.	Насичений водний розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$ називається	1) алебастром; 2) гіпсом; 3) негашеним вапном; 4) вапняною водою.
40.	Яке твердження є неправильним?	1) карбонатна твердість води визначається присутністю у воді барій карбонатів; 2) карбонатна твердість води називається тимчасовою; 3) некарбонатна твердість води називається постійною; 4) карбонатна твердість води усувається кип'ятінням;
41.	Який метал не належить до головної підгрупи третьої групи?	1) індій; 2) ітрій; 3) талій; 4) алюміній.
42.	Метали третьої групи основної підгрупи виявляють ступінь окиснення	1) +1; 2) +2; 3) – 3; 4) +3.
43.	Метали побічної групи першої групи належать до	1) <i>p</i> -елементів; 2) <i>s</i> -елементів; 3) <i>d</i> -елементів;

		4) <i>s</i> -або <i>p</i> -елементів (Актиній).
44.	Гідроксиди металів основної підгрупи	1) мають кислотні властивості; 2) не є солетворними; 3) мають амфотерні властивості; 4) мають основні властивості.
45.	Оксиди металів основної підгрупи не взаємодіють	1) з нітратною кислотою; 2) із сульфатною кислотою; 3) із хлоридною кислотою; 4) з водою.
46.	Водень виділяється в результаті взаємодії	1) алюмінію з розведеною хлоридною кислотою; 2) галій оксиду з водою; 3) алюміній гідроксиду з водою; 4) алюміній оксиду з розведеною хлоридною кислотою.
47.	Склад кріоліту виражається формулою	1) $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$; 2) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Na}_3[\text{Ga}(\text{OH})_6]$; 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
48.	Одержання алюмінію засноване на	1) електролізі водного розчину кріоліту; 2) термічному розкладанні гідроксиду; 3) електролізі розплавлених солей; 4) електролізі розчинів солей.
49.	При взаємодії алюмінію з розведеною кислотою H_2SO_4 утворюється	1) алюміній гідрид; 2) елементарна сірка; 3) газоподібний водень; 4) сульфур (IV) оксид.
50.	На зовнішньому електронному рівні Алюмінію в основному енергетичному стані є	1) три <i>d</i> -електрони; 2) два <i>s</i> -електрони і один <i>p</i> -електрон; 3) три <i>p</i> -електрони; 4) два <i>p</i> -електрони і один <i>s</i> -електрон.

51.	При збудженні атома Алюмінію виникає	1) один неспарений електрон на <i>d</i> -підрівні; 2) три електрони на <i>p</i> -підрівні; 3) два неспарених електрони; 4) три неспарених електрони.
52.	При прожарюванні алюміній гідроксиду утворюється	1) металевий алюміній; 2) алюміній оксид; 3) алюміній нітрид; 4) алюміній гідрид.
53.	Сполука $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ називається	1) бокситом; 2) корундом; 3) карналітом; 4) доломітом.
54.	Яке з тверджень є неправильним?	1) концентровану нітратну кислоту можна зберігати і перевозити в алюмінієвих посудинах; 2) алюміній не утворює нітриду; 3) при звичайних умовах алюміній взаємодіє з галогенами; 4) Al_2O_3 запобігає окисненню металу киснем повітря:
55.	При взаємодії алюмінію з розведеною нітратною кислотою утворюється	1) газоподібний азот; 2) алюміній оксид; 3) нітроген оксид; 4) газоподібний водень.
56.	Алюміній може відновлювати до металу оксид	1) літію; 2) феруму; 3) кальцію; 4) барію.
57.	Газоподібний водень можна одержати	1) при взаємодії алюмінію з натрій гідроксидом; 2) при взаємодії алюміній оксиду з водою; 3) при взаємодії алюміній гідроксиду з водою; 4) при взаємодії алюмінію з розведеною нітратною кислотою.
58.	Термітом називається суміш	1) гідроксиду і оксиду алюмінію;

	еквівалентних кількостей	2) алюмінію і ферум (II, III) оксиду; 3) алюміній оксиду і ферум (III) оксиду; 4) ферум (II) оксиду, алюміній оксиду і фосфору.
59.	Металевий алюміній	1) не вступає в окисно-відновні реакції; 2) може бути і окисником, і відновником; 3) є окисником; 4) є відновником.
60	Яке твердження є неправильним?	1) алюміній не взаємодіє з водою; 2) характерна властивість солей алюмінію – це їхній гідроліз; 3) розчинну сіль алюмінієвої кислоти одержують при сплавленні алюміній оксиду з лугом; 4) галун – це подвійні солі сульфатної кислоти.

2.3. Представлення d-елементів періодичної системи елементів

Короткі теоретичні відомості

2.3.1. Елементи побічної підгрупи I групи (підгрупа Купруму)

Елементи підгрупи Купруму – це d-елементи, до них відносяться метали Купрум (Cu), Аргенум (Ag), Аурум (Au). Радіуси атомів цих елементів менші, а заряди ядер більші, ніж в атомів лужних металів. Через це метали мідь, срібло і золото є слабкими відновниками. Для Купруму найхарактернішим є ступінь окиснення +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +2. Але зазвичай атом Аргентуму втрачає один електрон, атом Купруму – два електрони, атом Ауруму – три електрони (AgCl , CuCl_2 , AuCl_3).

У ряді активності метали розташовані після Гідрогену, отже вони не відновлюють йони Гідрогену (не взаємодіють з кислотами з утворенням водню).

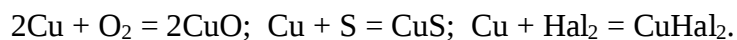
Елементи підгрупи Купруму проявляють амфотерні властивості, мають змінну валентність і виявляють тенденцію до утворення комплексних сполук, причому виступають акцепторами електронних пар. Як правило, більша частина сполук елементів підгрупи Купруму мають забарвлення.

Хімічна активність різко знижується в ряді $\text{Cu} - \text{Ag} - \text{Au}$. Аргентум і Аурум називають благородними металами завдяки їх низькій реакційній здатності. Елементи

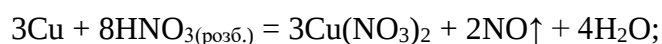
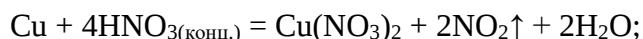
підгрупи Купруму утворюють із близько розташованими d-елементами змішані кристали (сплави).

Хімічні властивості елементів підгрупи Купруму та їх сполуки

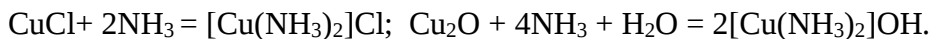
Мідь – малоактивний метал. У вологому повітрі мідь пасивується, покриваючись оксидною плівкою, що перешкоджає подальшому окисненню, взаємодіє з простими та складними речовинами:



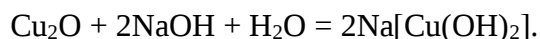
Реакція з йодом іде з утворенням сполуки Cu. Мідь не реагує з воднем, проте водень розчиняється в міді з утворенням твердих розчинів.



Реакція з нітратною кислотою протікає на холоді, із сульфатною – при нагріванні. Купрум (точніше йон Cu^{2+}) здатний утворювати комплексні сполуки з координаційними числами 4,6. Сполуки Купрум (I) переважно нестійкі. Для них нехарактерні кристалогідрати й аквакомплекс. При цьому досить стійкими є амінокомплекс Купруму(I).



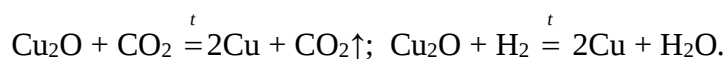
Сполуки Купрум (I) мають амфотерну природу. Кислотні властивості проявляються при взаємодії з основними сполуками, у результаті чого утворюються купрати:



Нестійкі сполуки Купруму (I) легко окиснюються:

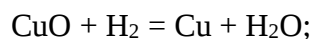


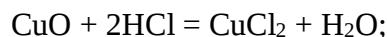
Купрум (I) оксид (Cu_2O) - кристалічна речовина червоного кольору.



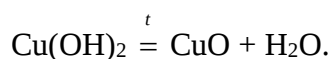
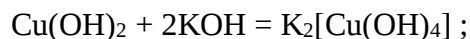
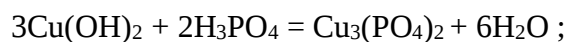
Сполуки Купруму (II):

CuO – кристалічна речовина темно-синього або темнозеленого кольору. Не розчиняється у воді, але розчиняється в кислотах, утворюючи відповідні солі. CuO – основний оксид.





Купрум (II) гідроксид ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) - кристалічна речовина блакитного кольору, малорозчинний у воді, має амфотерні властивості, хоча й слабо виражені.

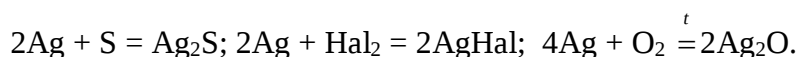


Відновлення солей Купруму (II) до солей Купруму (I) відбувається в кислому середовищі під дією відновників середньої сили:

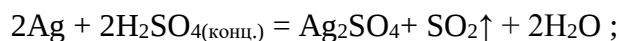


Срібло (Ag) - блискучий білий метал, що має найбільшу серед всіх металів тепло- і електропровідність, тугоплавкий, схильний до утворення сплавів з іншими металами, відбиває світло. Це досить інертний метал.

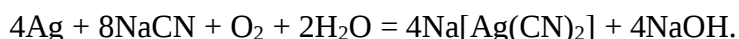
- Він не реагує з киснем, азотом, воднем і вуглецем.



- Срібло не витісняє водень із кислот, але з кислотами-окисниками вступає в окисно-відновні реакції:



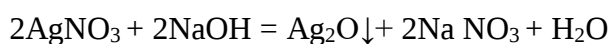
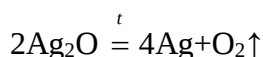
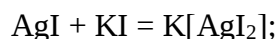
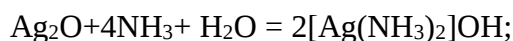
- Срібло реагує з розчинами ціанідів, утворюючи комплекси з координаційним числом 2.



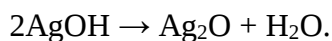
- Срібло споріднене із сіркою, тому вступає в реакцію із сірководнем:



Аргентум (I) оксид Ag_2O – чорно-бура нерозчинна у воді речовина:



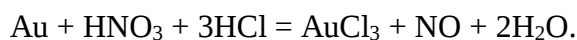
Аргентум (I) гідроксид (AgOH) - основа середньої сили, вкрай нестійка:



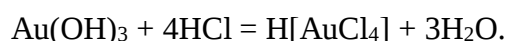
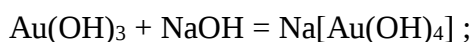
Золото (Au) - один із найінертніших металів. Розчинення золота в кислоті відбувається тільки тоді, якщо кислота має явно виражені окисні властивості. Золото добре розчиняється в насиченій хлоридній кислоті HCl:



а також у “царській горілці” – суміші концентрованих HCl та HNO₃ (3:1):

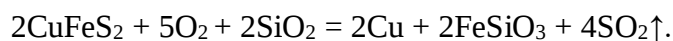


Аурум (III) гідроксид (Au(OH)₃) - амфотерна сполука:

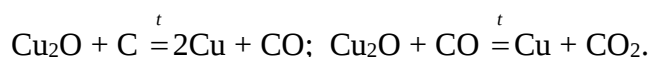


Одержання міді, срібла, золота.

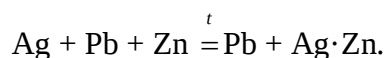
1. Видобування міді із сірчистих руд проводять пірометалургійним методом:



Мідь можна відновлювати із оксидних руд:

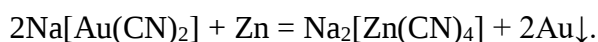
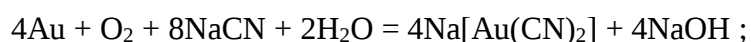


2. Срібло одержують купелюванням:



3. Золото одержують ціанідним методом відділення золота від порожньої породи.

В основі лежать такі реакції:



Застосування:

1. Мідь. Найширше мідь застосовують для виготовлення провідників, сплавів (латунь – Cu (50-90%) і Zn (10-50%); бронза – Cu (80%) і Pb (20%); константан – Cu (до 4%) і Mn(2%); мельхіор - Cu (80%) і Ni (20%).

2. Срібло. Виготовлення ювелірних виробів, посуду, карбування монет, електроприладів і медичних інструментів.

3. Золото. Загальний еквівалент-грошей, медицина, сплавів золота з міддю (проба) застосовують для виготовлення ювелірних прикрас.

Знаходження у природі:

1. Мідь зустрічається у невеликій кількості у самородному стані. Із оксидних мінералів найбільш поширені: малахіт – $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$; куприт – Cu_2O ; мелаконіт – CuO ; азурит – $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ та інші.
2. Срібло. У природі срібло існує у вигляді сульфідних мінералів: аргентиту Ag_2S ; піраргіриту Ag_3SbS_3 .
3. Золото. З природних сполук золота найбільш відомий калаверит AuTe_2 . Золото – моноізотопний елемент.

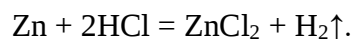
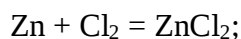
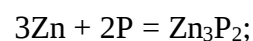
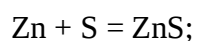
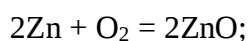
2.3.2. Елементи побічної підгрупи II групи (підгрупа Цинку)

Підгрупа Цинку – це елементи Цинк, Кадмій, Меркурій. Ці d-елементи утворюють прості речовини – метали, що мають сріблясто-білий колір. Елементи підгрупи Цинку мають завершений передостанній електронний шар, електрони якого не беруть участь в утворенні зв'язків. Тому ці елементи поведуться подібно як р-елементи великих періодів. В утворенні зв'язків беруть участь s-елементи зовнішнього шару. Тому найхарактернішими с.о. Цинку і його аналогів є (+2) і (+1) (Меркурій). Електронна конфігурація Меркурію вирізняється особливою стійкістю, тому й стає можливим прояв с.о. (+1). Активність елементів підгрупи Цинку збільшується знизу вгору.

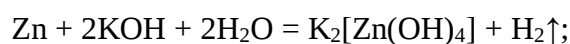
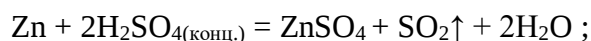
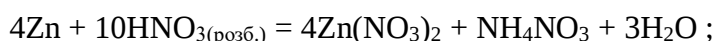
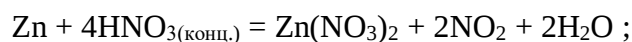
Хімічні властивості елементів підгрупи Цинку та їх сполук

Цинк – амфотерний метал, але його кислотні властивості виражені набагато слабше, ніж основні.

- Цинк з воднем не реагує.
- Це найактивніший метал підгрупи:



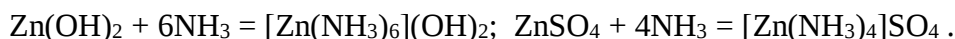
- З кислотами, що проявляють окисні властивості, цинк виконує роль відновника:



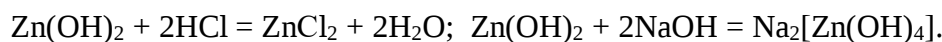
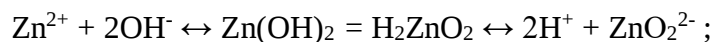
У сполуках Цинк завжди двовалентний.

Гідроксид Цинку ($\text{Zn}(\text{OH})_2$):

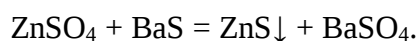
- розчиняється в розчинах аміаку, тому легко утворює амінокомплекси:



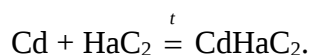
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – амфотерний гідроксид, дисоціює у двох напрямках:



Оксид Цинку (ZnO) – біла, нерозчинна у воді речовина. Це амфотерний оксид:



Кадмій (Cd) – тягучий сріблясто-білий метал, на вологому повітрі втрачає свій блиск, покриваючись плівкою оксиду CdO . Це єдиний метал підгрупи, здатний до кування:

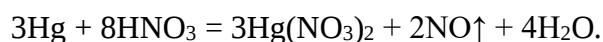
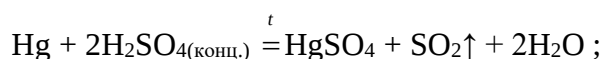


Ртуть (Hg) – сріблясто-білий рідкий метал. У твердому стані пластичний, піддається витягуванню і куванню. Легко випаровується, пари ртуті отруйні:

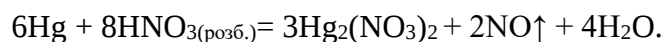
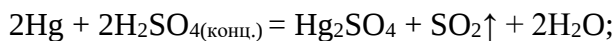


Відновлюючи двовалентну ртуть металевою ртуттю можна одержати меркурій (I) хлорид або каломель: $\text{HgCl}_2 + \text{Hg} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2$ (каломель);

Хімічні властивості:



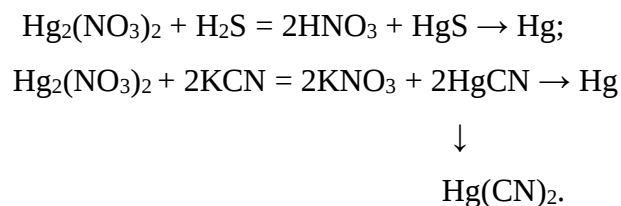
При нестачі кислоти можуть утворюватись солі ртуті (I):



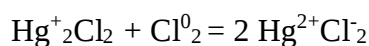
Ртуть проявляє тільки основні властивості, тому з лугами не реагує ні при яких умовах. Відмінною рисою ртуті є її здатність розчиняти в собі метали. Отримані системи- альмагами- рідкі або тістоподібні.

Більша частина сполук Меркурій (I) безбарвні і практично не розчиняються

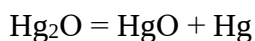
у воді. Виняток становить лише Меркурій (I) нітрат. Його використовують за вихідну речовину для одержання багатьох сполук Меркурій (I):



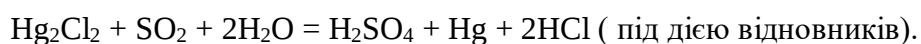
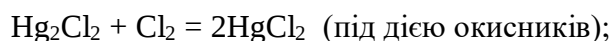
Сполуки Меркурій (I) в ОВР можуть виступати в якості як окисників, так і відновників.



Меркурій (I) оксид (Hg_2O) - нестійка сполука, основний осид. Також нестійкою сполукою є меркурій (I) гідроксид (HgOH):



Меркурій (I) хлорид Hg_2Cl_2 (каломель) проявляє як окисні, так і відновні властивості залежно від природи речовини, що реагує з нею:



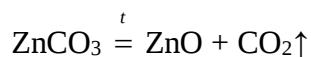
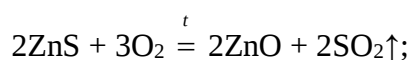
Меркурій (II) оксид (HgO) – кристалічна речовина основної природи:



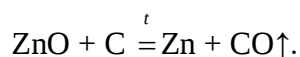
Меркурій (II) гідроксид ($\text{Hg}(\text{OH})_2$) - після одержання якого швидко розкладається на оксид і воду: $\text{Hg}(\text{OH})_2 = \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$

Одержання:

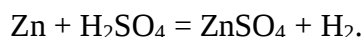
1. Цинк. У промисловості одержують двома методами: пірометалургійним та гідрометалургійним. В обох процесах першою стадією є:



За пірометалургійним методом:

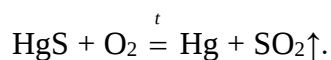


У гідрометалургійному методі:



2. Кадмій. Основний спосіб одержання кадмію - електроліз відходів обробки поліметалевих цинково-свинцево-мідних руд. Кадмій, що накопичується у цинковому пилу, розчиняють у H_2SO_4 . На отриманий розчин діють металевим цинком.

3. Ртуть. Більшу частину ртуті одержують відновленням її з кіноварі:



Існують методи, при яких ртуть відновлюють не киснем повітря, а залізом або оксидом кальцію:

$$\text{HgS} + \text{Fe} = \text{Hg} + \text{FeS}; \quad 4\text{HgS} + 4\text{CaO} = 4\text{Hg} + 3\text{CaS} + \text{CaSO}_4.$$

Застосування

1. Цинк використовується для оцинкування заліза (запобігає іржавінню). Із цинку виготовляють аноди в гальванічних елементах. ZnS – компонент мінеральної фарби метанону. $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (цинковий купорос) застосовують в медицині як сильний антисептик, а також як протрава при фарбуванні тканин.

2. Кадмій використовують для одержання легкоплавких сплавів, що відрізняються особливою механічною міцністю.

3. Ртуть. Ртуть застосовують в різних галузях промисловості і науки.

Знаходження в природі. Найважливіші мінерали цинку - цинкова обманка (сфалерит) ZnS , смітсоніт (галмеїт) ZnCO_3 , цинкова шпінель $\text{ZnO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$, червона цинкова руда (цинкіт) ZnO , кремнецинкова руда $\text{Li}_2\text{SiO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та інші. Мінерали цинку рідко зустрічаються самостійно. CdS – мінерал гринокіт, який у край рідко зустрічається самостійно. Меркурій – єдиний з елементів підгрупи, що зустрічається в природі у вигляді самородного металу. Найчастіше ртуть перебуває у вигляді альмагам (сплавів). Основний мінерал ртуті – кіновар HgS .

2.3.3. Елементи побічної підгрупи VI групи (підгрупа Хрому)

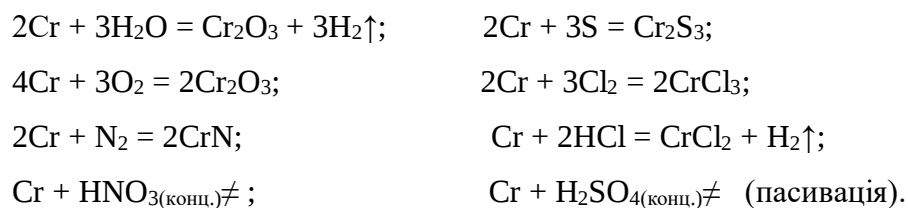
Елементи підгрупи Хрому складають побічну підгрупу шостої групи: Хром (Cr), Молібден (Mo) і Вольфрам (W) - це d-елементи. Атоми елементів на зовнішньому електронному шарі мають один (Хром і Молібден) або два (Вольфрам) електрони. Через це вони виявляють металічні властивості. Ступені окиснення елементів підгрупи Хрому: +2,+3,+4,+5,+6.

Елементи підгрупи Хрому утворюють оксиди типу EO_3 , яким відповідають кислоти загальної формули H_2EO_4 . Сила кислот знижується від Хрому до Вольфраму. Більшість солей цих кислот є малорозчинними у воді.

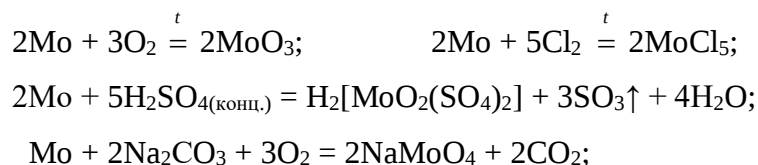
Хром – сіро-білий блискучий метал. Цей метал - найтвердіший з металів, має високу температуру плавлення. Молібден і Вольфрам – сріблясто-білі метали, легко піддаються механічній обробці, надзвичайно тверді та тугоплавкі. На властивості металів значною мірою впливають домішки. Мо і W стоять в ряді напруг до Гідрогену.

Хімічні властивості елементів підгрупи Хрому та їх сполук

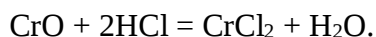
При звичайних умовах на поверхні металу утворюється захисна оксидна плівка Cr_2O_3 . При руйнуванні оксидної плівки (нагрівання) Хром взаємодіє:



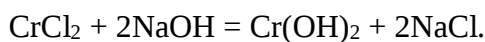
Молибден при нормальних умовах досить стійкий. При нагріванні його хімічна активність підвищується.



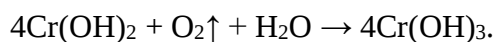
Хром утворює три оксиди: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 , CrO - основний, Cr_2O_3 - амфотерний, CrO_3 - кислотний.



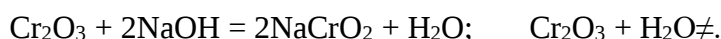
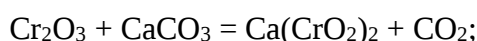
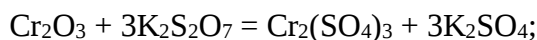
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ – нерозчинна у воді речовина жовтого кольору, виявляє основні властивості:



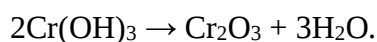
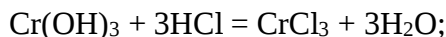
Усі сполуки Хрому (III) є нестійкими:



Cr_2O_3 – тверда речовина зеленого кольору.



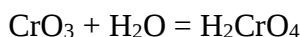
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ має амфотерні властивості.



CrO_3 – тверда речовина темно-червоного кольору. Сильний окисник.



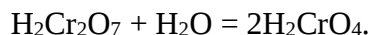
При надлишку води утворюється хромово кислота H_2CrO_4 :



При нестачі води утворюється дихромово кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

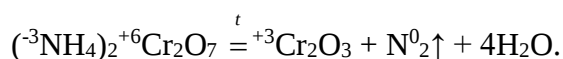


При розведенні розчину дихромової кислоти переходить у хромову кислоту:

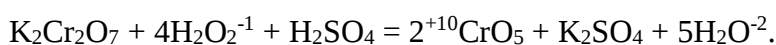
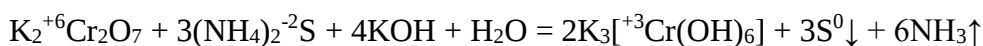
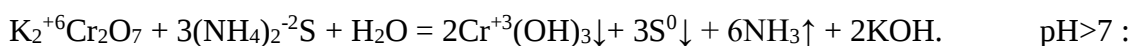
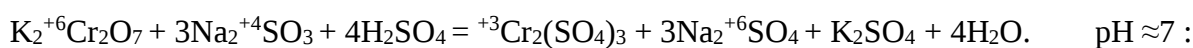


Хромові кислоти існують тільки у водному розчині, але їх солі є стійкими сполуками. Порівняння хромгідроксидів з різним ступенем окиснення $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і H_2CrO_4 дає змогу дійти висновку: зі збільшенням ступенів окиснення хрому основні властивості гідроксидів слабшають, а кислотні посилюються.

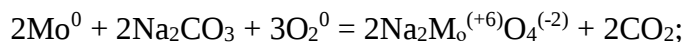
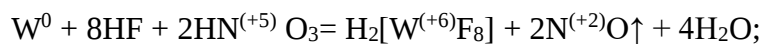
Хромати – солі хромової кислоти (H_2CrO_4) жовтого кольору (колір хромат-йона CrO_4^{2-}). Дихромати – солі дихромової кислоти ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), жовто-гарячого кольору (колір дихромат-йона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Хромати і дихромати – окисники. Хромово суміш – це 3% розчин калій дихромату в концентрованій сульфатній кислоті:



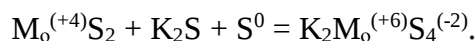
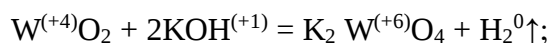
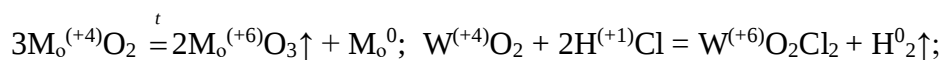
Відновлення дихроматів:



Молібден і вольфрам.

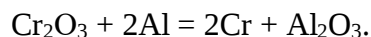


MoO_3 (білий) і WO_3 (жовтий) – кристалічні речовини. Кислотні властивості їх знижуються в ряду Cr-Mo-W . MoO_3 і WO_3 , на відміну від CrO_3 , у воді не розчиняються.

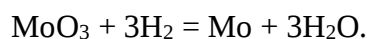


Одержання.

1. Хром одержують шляхом відновлення з оксиду:



2. Металічний молібден можна добути відновленням MoO_3 різними відновниками (Ca , Al , Mg , Zn).



3. Металічний вольфрам добувають відновленням оксиду вольфраму (VI) воднем при 850-1200⁰С з наступним спіканням.

Застосування. Хромом покривають залізні й сталеві деталі для захисту від корозії. Хромування деталей здійснюють за допомогою електролізу. Завдяки великій корозійній стійкості, твердості та тугоплавкості молібден і вольфрам широко використовують для легування сталей в електровакуумній техніці.

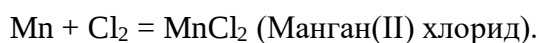
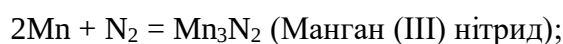
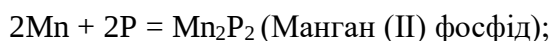
Знаходження в природі. Кількість хрому в земній корі становить $8,3 \cdot 10^{-3} \%$. Молібден належить до рідкісноземельних елементів. Основний мінерал - молібден (MoS_2). Утворює гідротермальні родовища. Вольфрам у вільному стані не зустрічається. Входить до складу вольфраматів, вольфрамових руд.

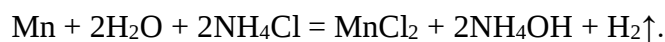
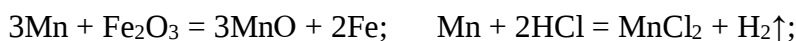
2.3.4. Елементи побічної підгрупи VII групи (підгрупа Мангану)

До побічної підгрупи VII групи належать елементи Манган (Mn), Технецій (Tc) і Реній (Re), які є повними електронними аналогами з конфігурацією валентних електронів $(n-1) d^5 ns^2$. Наявність на зовнішньому електронному шарі лише двох електронів визначає металічну природу цих елементів. Для Мангану характерні ступені окиснення +2, +4 і +7. Крім цього існують сполуки Мангану зі ступенями окиснення +3 і +6. Для Ренію і Технецію найхарактернішим є с.о. +7. В елементів підгрупи Мангану, як і елементів інших побічних підгруп, від Mn до Re збільшується стійкість сполук, у яких ці елементи проявляють вищі ступені окиснення. Із зростанням ступеня окиснення Мангану та його аналогів тенденція до утворення цими елементами аніонних комплексних сполук зростає, а катіонних комплексних сполук - зменшується. Хімічна активність простих речовин у ряду Mn - Tc - Re послаблюється.

Хімічні властивості елементів підгрупи Мангану та їх сполук

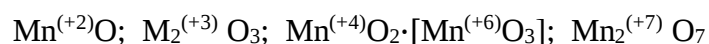
Манган – сріблясто-білий метал, твердий, стійкий проти дії води і повітря, тугоплавкий ($t_{\text{пл}}=1224^0\text{C}$). Манган утворює кілька алотропних видозмін: α -, β -, δ -Манган. За звичайної температури стійкою є α -модифікація Мангану. У ряду напруг Манган розміщується до Гідрогену, він досить активний та взаємодіє таким чином:





Характер і властивості оксидів та гідроксидів Мангану відповідно змінюються в залежності від ступеня окиснення металу:

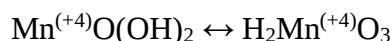
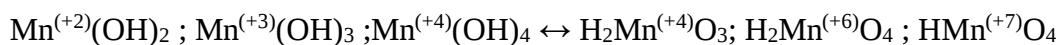
← зростання основних властивостей



→ зростання кислотних властивостей

У повній відповідності із властивостями оксидів знаходяться властивості гідроксидів:

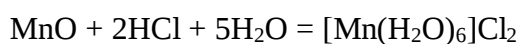
← зростання основних властивостей



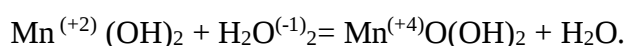
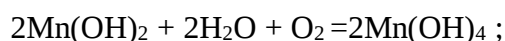
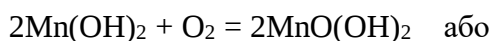
→ зростання кислотних властивостей

Манган утворює чотири оксиди: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . Найстійкішим із них є MnO_2 , який існує в природі.

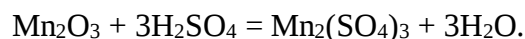
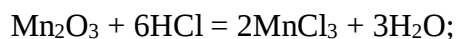
Манган (II) оксид (MnO) – основний оксид.



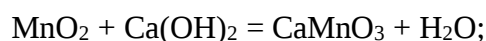
Манган (II) гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – основа середньої сили, білого кольору, дещо розчинна у воді:

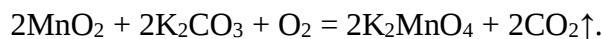
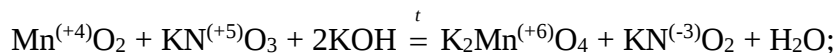
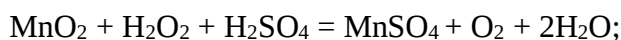
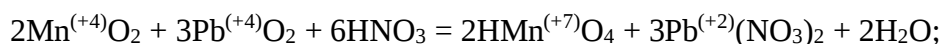
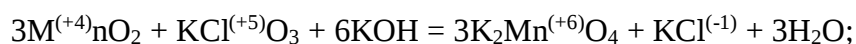


Манган (III) оксид Mn_2O_3 – основний оксид чорного кольору, погано розчинний у воді та кислотах.

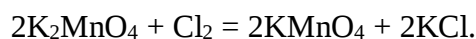
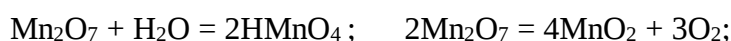


Манган (IV) оксид (MnO_2) найбільш стійкий з усіх оксидів Мангану, має темно-буре забарвлення, у воді не розчиняється. Йому відповідає гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ – Мангану (IV) гідроксид.





Манган (VII) оксид (Mn_2O_7) – темно-зелена олеїста рідина, стійка при температурі нижче 0°C , сильний окисник, йому відповідає перманганатна кислота HMnO_4 :



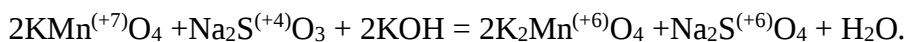
Залежно від кислотності середовища перманганат-йони здатні відновлюватись до різних ступенів окиснення.

1. У кислому середовищі ($\text{pH} < 7$), де концентрація йонів H^+ велика, зв'язуються всі атоми Гідрогену йона MnO_4^- і він відновлюється до Mn^{+2} :

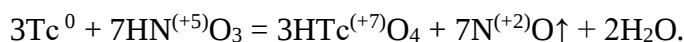
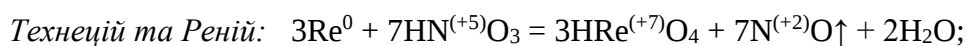
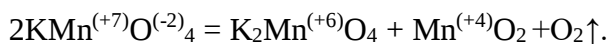


2. У нейтральному середовищі ($\text{pH} \approx 7$), де концентрація йонів H^+ незначна, зв'язуються тільки частина атомів Гідрогену йона MnO_4^- і він відновлюється тільки до Mn^{+4} .

3. У сильнолужному ($\text{pH} > 7$) середовищі, де концентрація йонів H^+ невелика, ці йони не можуть зв'язувати жодного атома Гідрогену, йона MnO_4^- і тому перманганат-йони відновлюється до манганат-йонів $\text{MnO}^{(-2)}_4$:



Найпоширеніша сіль HMnO_4 – перманганат калію (KMnO_4):



ReO_2 – порошок чорного кольору, нерозчинний у воді. Відповідний йому гідроксид Ренію (IV)- $\text{Re}(\text{OH})_4$ – має темно-буре забарвлення.

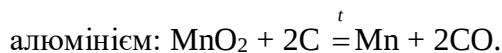
ReO_3 – червоний кристалічний порошок, що має металічний блиск, не розчиняється у кислотах і лугах:



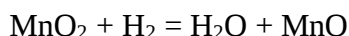


Одержання:

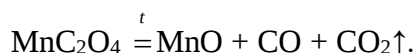
1. Манган. Манган добувають відновленням його оксидів вуглецем або кремнієм, або



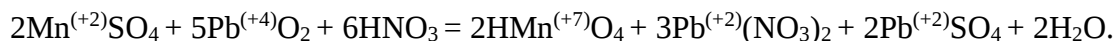
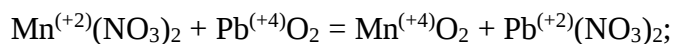
При наявності відновників MnO_2 може відновлюватись до $\text{Mn}(\text{II})$:



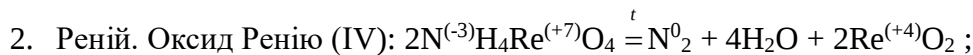
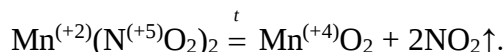
або термічне розкладання оксалату Мангану:



Під дією сильних окисників солі Мангану (II) можуть окиснюватись як до MnO_2 , так і до MnO_4^- :



Одержання MnO_2 у чистому вигляді відбувається при термічному розкладанні Магнію (II) нітрату:



3. Технецій – перший елемент, який добуто штучно.

Застосування. Великі кількості Мангану використовують як добавку до сталей, яка має високі механічні характеристики. MnO_2 широко застосовується як дешевий окисник у техніці і лабораторній практиці.

Сіль BaMnO_4 використовують як зелену фарбу. KMnO_4 широко використовують в медицині та кількісному аналізі (метод перманганатометрії).

Реній – метал, який використовують у радіотехніці. Із сплавів ренію з багатьма металами виготовляють хімічну апаратуру, у наукових дослідженнях, для пасивування чорних металів.

Знаходження в природі. Манган входить до складу великої кількості мінералів, переважно оксидного типу. Це – піролюзид - MnO_2 , бруніт - MnO_3 , гаусманіт – MnCO_3 , марганцевий блиск – MnS , манганіт – $\text{MnO}(\text{OH})$.

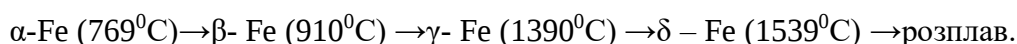
Невеликі кількості Мангану є в тканинах тваринних і рослинних організмів. Це надзвичайно важливий мікроелемент для рослин. Нестача Мангану в ґрунтах і відпо-

відно в рослинах веде до розвитку специфічних захворювань кісток у тварин. Йони Мангану є активаторами багатьох процесів обміну, каталізують процеси синтезу хлорофілу, кровотворення, утворення антитіл. Добова потреба людини в Мангані - 8мг. Технецій у природі не трапляється. Реній – один з найбільш розсіяних елементів, самостійних мінералів не утворює, міститься у вигляді домішок у рудах різних металів.

2.3.5. Елементи побічної підгрупи VIII групи (підгрупа Феруму)

До побічної підгрупи VIII групи (підгрупа Феруму) належать елементи Ферум (Fe), Кобальт (Co), Нікол (Ni). Метали підгрупи Феруму – залізо, кобальт, нікель – середньої хімічної активності. Для них характерні ступені окиснення (+2) і (+3). Збільшення заряду ядра зумовлює стабілізацію с.о. (+2) при переході від Феруму до Ніколу. Отже, Ферум може мати с.о. (+2) (втрачає $4s^2$ електрони), а також (+3) (віддає один d- і два s-електрони).

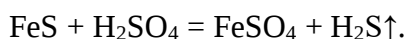
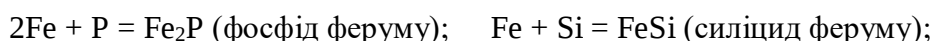
Хімічно чисте залізо – м'який, сріблясто-білий метал, за зовнішнім виглядом нагадує платину. Залізо існує у вигляді чотирьох модифікацій: α -, β -, γ -, δ -, які можуть утворюватись одна з іншою в залежності від температури:



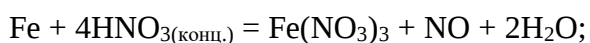
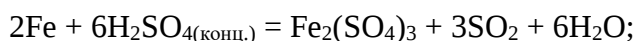
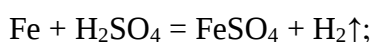
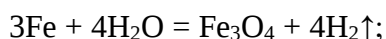
Температурні точки перетворення одних алотропних модифікацій на інші називають критичними температурами. α - залізо має магнітні властивості, а інші модифікації не володіють магнітними властивостями.

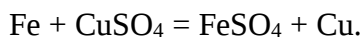
Хімічні властивості елементів побічної підгрупи Феруму та їх сполук

1. Залізо належить до металів із середнім рівнем відновних властивостей:

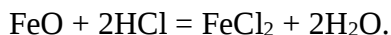


2. Залізо в розжареному стані розкладає воду:

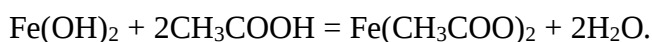
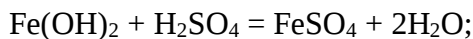




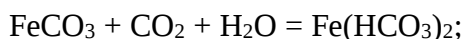
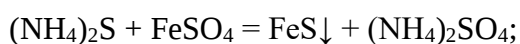
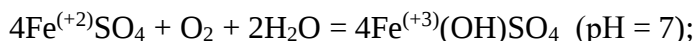
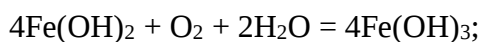
Ферум (II) оксид (FeO) – чорний порошок, нерозчинний у воді і лугах:



Феруму (II) оксиду відповідає Ферум (II) гідроксид Fe(OH)₂ - основа, виявляє основні властивості:



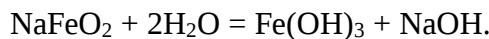
За наявності кисню повітря Fe(OH)₂ окиснюється до Fe(OH)₃:



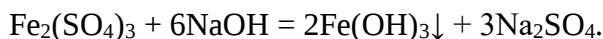
Ферум (III) оксид (Fe₂O₃) – порошок червоно-бурого кольору, нерозчинний у воді, виявляє слабкі амфотерні властивості:



Під дією води ферити повністю гідролізуються:

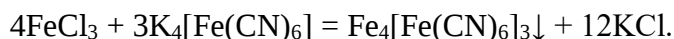
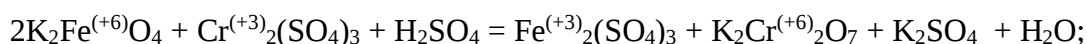


Ферум (III) гідроксид Fe(OH)₃ проявляє амфотерні властивості:

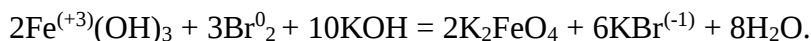
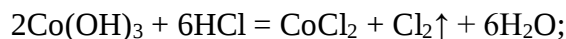


Із сполук Феруму вищого ступеню окиснення одержано солі фератної кислоти H₂FeO₄, яка не існує у вільному стані. Всі ферати виявляють сильні окисні властивості.

У кислому середовищі ферати окиснюють Cr (III) у Cr (VI):



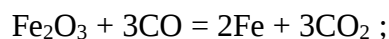
Оксид і гідроксид Кобальту (III) (Co₂O₃; Co(OH)₃)- сильні окисники:



Сполуки Co (VI) і Ni (VI) не добути. Слід зазначити, що основні властивості гідроксидів у ряду Fe(OH)₂ – Co(OH)₂ – Ni(OH)₂ послаблюються. Амфотерні властивості Co(OH)₃ і Ni(OH)₃ виявлені значно слабше, ніж у Fe(OH)₃.

Одержання:

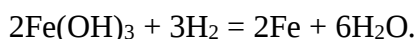
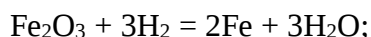
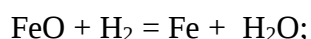
1. Залізо: а) Доменне виробництво: відновлення чистого заліза з оксидів:



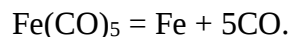
б) Електроліз одних розчинів солей;

в) Алюмінотермія;

г) В лабораторних умовах залізо можна одержати шляхом відновлення оксидів або гідроксидів воднем за високої температури:



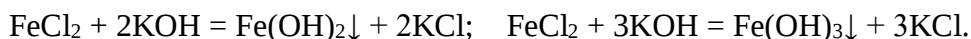
Дуже чисте залізо можна одержати розкладом пентакарбонілу Феруму без доступу повітря:



Ферум (II) оксид можна одержати неповним відновленням магнітного залізняку карбоном (II) оксидом при температурі 600°C:



Ферум (III) гідроксид одержують із солей при дії на них розчинами лугів:



2. Кобальт одержують шляхом переробки нікелевих руд, що містять кобальт як домішки.

3. Нікель одержують із сульфідних мідно-нікелевих руд і з силікатних (окиснених) руд.

Застосування. Всі метали підгрупи Феруму застосовуються як каталізatori різних процесів (Ферум – при синтезі амоніаку, Нікель- у реакціях гідрування). Залізо застосовується в металургії для виробництва сталей, а також у медичній промисловості, виробництві електроприладів. FeO є одним з компонентів кераміки, пігментом для фарб. Fe₂O₃ використовують як мінеральну фарбу охра. Fe₃O₄ застосовують у виробництві жорстких дисків. FeSO₄·7H₂O (залізний купорос) використовують для боротьби зі шкідниками рослин. FeCl₃ застосовують для очистки води як протраву при фарбуванні тканин. Водні розчини FeCl₂, FeCl₃, FeSO₄ використовують як коагулянти, щоб очистити воду для промислових підприємств. Fe(NO₃)₃·9H₂O застосовують як протраву в процесі фарбування тканин.

Знаходження в природі. Залізо у природі є одним з найбільш розповсюджених елементів і в цьому серед металів поступається тільки алюмінію. Найважливіші руди заліза: магнітний залізняк (магнетит) Fe₃O₄ (FeO·Fe₂O₃), гематит Fe₂O₃, магнітний

колчедан $m\text{FeS} \cdot n\text{Fe}_2\text{S}_3$, ярозит $\text{KFe}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$ та ін. Найважливіші мінерали Co і Ni є: кобальтин CoAsS , шлейсовий кобальт CoAs_2 , нікелін NiAs , миш'яковонікелевий блиск NiAsS тощо.

2.3.6. Приклади розв'язків завдань

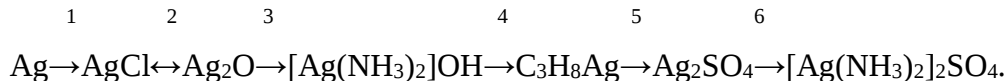
Приклад 1. Як здійснити таке перетворення ?



Розв'язок.

- 1) $\text{Cu} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{CuS}$;
- 2) $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$;
- 3) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{(p,t)} 2\text{SO}_3$;
- 4) $\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4$;
- 5) $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}$;
- 7) $\text{BaSO}_4 \downarrow + 4\text{C} \xrightarrow{(c, t)} \text{BaS} + 4\text{CO}$.

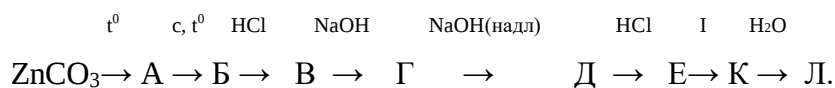
Приклад 2. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають наступній схемі:



Розв'язок.

- 1) $2\text{Ag} + \text{Cl}_2 = 2\text{AgCl}$;
- 2) $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{AgCl} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Ag}_2\text{O} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$;
- 4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + \text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CAg} \downarrow + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $2\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CAg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} \uparrow$;
- 6) $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]_2\text{SO}_4$.

Приклад 3. Ідентифікуйте речовини А-Л у наведеній схемі хімічних перетворень. Напишіть відповідні рівняння реакцій.



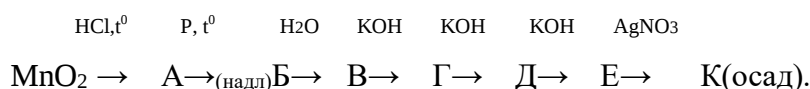
Розв'язок.

- 1) $\text{ZnCO}_3 \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{CO}_2$;
- 5) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} (\text{в розчині}) = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;

- 2) $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Zn} + \text{CO}$; 6) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$; 7) (електроліз розплаву) $2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$;
 4) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$; 8) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.

Отже, А- ZnO ; Б- Zn ; В- ZnCl_2 ; Г- $\text{Zn}(\text{OH})_2$; Д- $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; Е- NaCl ; К- Na ; Л- NaOH .

Приклад 4. Ідентифікуйте речовини А-К у наведеній схемі хімічних перетворень. Напишіть відповідні рівняння реакцій і назвіть одержані речовини.



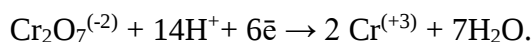
Розв'язок.

- 1) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \xrightarrow{t} \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; 5) $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $5\text{Cl}_2 + 2\text{P} \xrightarrow{t} 2\text{PCl}_3$; 6) $\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 3) $\text{PCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$; 7) $\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3$.
 4) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

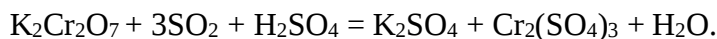
Отже, А - Cl_2 хлор; Б - PCl_5 пентахлорид фосфору; В - H_3PO_4 ортофосфорна кислота; Г- KH_2PO_4 дигідрофосфат калію; Д - гідрофосфат калію; Е - K_3PO_4 фосфат калію; К - Ag_3PO_4 фосфат аргентуму.

Приклад 5. Напишіть рівняння реакцій, які описують перетворення $\text{Cr}^{(+6)} \rightarrow \text{Cr}^{(+3)}$ а) в кислому; б) в лужному середовищі.

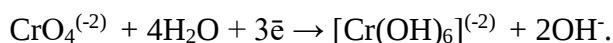
Розв'язок. а) В кислому середовищі $\text{Cr}^{(+6)}$ існує у вигляді дихромат-йону $\text{Cr}_2\text{O}_7^{(-2)}$, а $\text{Cr}^{(+3)}$ – у вигляді солі Cr (III). Рівняння напівреакцій відновлення Хрому у кислому середовищі має вигляд:



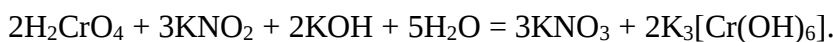
Як відновник можна вибрати SO_2 :



б) У лужному середовищі $\text{Cr}^{(+6)}$ існує у вигляді хромат-йона $\text{CrO}_4^{(-2)}$, а $\text{Cr}^{(+3)}$ – у вигляді гідроксиду $\text{Cr}(\text{OH})_3$ або йонів $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{(-2)}$, або $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$. Напівреакція відновлення у надлишку лугу описується рівнянням:



За відновник можна вибрати KNO_2 :



Приклад 6. Напишіть рівняння реакцій, які відповідають такій послідовності перетворень: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$.

Визначіть невідомі речовини.

Розв'язок. 1) При прожарюванні KMnO_4 утворюється Манган (IV) оксид (MnO_2) (це речовина X_1): $2\text{KMnO}_4 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$.

2) MnO_2 можна виділити із твердої суміші, яка при цьому утворюється, розчинивши K_2MnO_4 у воді, MnO_2 при нагріванні відновлюється HCl :



3) Із хлориду Манган (II) обмінною реакцією можна отримати Манган (II) нітрат ($\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$) (речовина X_2): $\text{MnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = 2\text{AgCl}\downarrow + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

При прожарюванні його утворюється Манган (IV) оксид (MnO_2):



Відповідь: X_1 - MnO_2 ; X_2 - $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

Приклад 7. Залізну пластинку масою 5,2 г деякий час витримували у розчині, який містить 1,6 г Купрум (II) сульфату. По закінченні реакції пластинку витягнули з розчину та просушили. Яка стала маса пластинки?

Розв'язок. Ферум знаходиться у ряді напруг лівіше Купруму, тому він витісняє Купрум із розчинів її солей: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}\downarrow + \text{FeSO}_4$.

Купрум, який виділяється, осідає на залізній пластинці:

$$\nu(\text{CuSO}_4) = 1,6/160 = 0,01 \text{ моль}; \quad \nu(\text{Fe}) = 5,2/56 = 0,093 \text{ моль};$$

$$M_r(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}; \quad M_r(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}.$$

Купрум (II) сульфат (CuSO_4) знаходиться в нестачі. В реакцію вступило 0,01 моль Fe і утворилось 0,01 моль Cu . Маса пластинки після реакції дорівнює:

$$m = 5,2 = m(\text{Cu}) - m(\text{Fe}) = 5,2 + 0,01 \cdot 64 - 0,01 \cdot 56 = 5,28 \text{ г}.$$

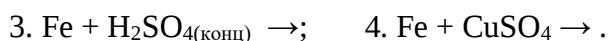
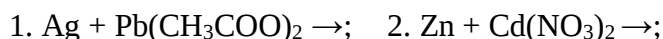
Відповідь: 5,28г

Приклад 8. Укажіть метали, які практично не зазнають корозії:

А) Cr , Al , Ni ; Б) Au , Pt , Ti ; В) Ag , Au , Co ; Г) Cu , Pb , Ag ; Д) Sn , Pb , Cd .

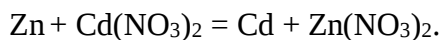
Відповідь: В) Ag , Au , Co .

Приклад 9. Виберіть рівняння реакцій металів зі складними речовинами, які за звичайних умов не відбуваються:



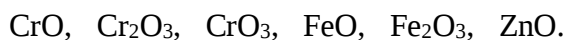
А) 2,3,4; Б) 2,3; В) 1, 3,4; Г) 3,4; Д) 2,3.

Відповідь: Д. У процесі аналізу наведених реакцій керуємось рядом активних металів. Метал, який у ряді активності розміщений лівіше, витісняє з розчину солі метал, розміщений правіше. Наприклад:

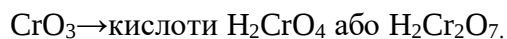
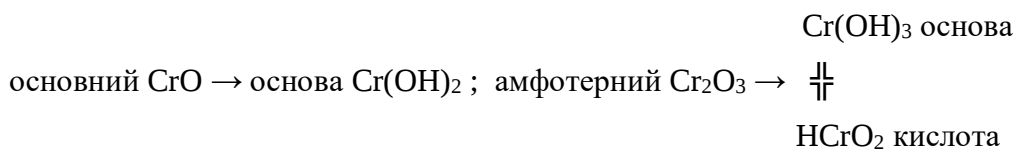


Концентрована H_2SO_4 за звичайних умов із залізом не реагує.

Приклад 10. Установіть відповідність кислотно-основних властивостей оксидів Хрому, Феруму і Цинку:



Розв'язок. Якщо хімічний елемент утворює декілька оксидів з різними значеннями с.о., то оксиду з нижчими значеннями с.о. відповідає основа, з проміжними - і кислота, і основа, а з вищим - тільки кислота. Наприклад:



2.3.7. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ: «ПРЕДСТАВНИКИ d-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ»

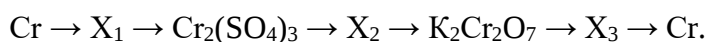
I. Завдання на аудиторну, самостійну роботу

1. Поясніть аномальне заповнення електронних орбіталей Cr, Cu і Ag.
2. Поясніть, чому 3d-метали (крім Цинку) проявляють більше, ніж один ступінь окиснення.
3. Сформулюйте причини, завдяки яким срібло і золото використовуються в електронних приладах.
4. Чим пояснюються високі температури плавлення і кипіння d-металів?
5. Назвіть d-метали, що не реагують з мінеральними кислотами за звичайних умов.
6. Напишіть електронну конфігурацію атома Хрому в основному стані.
7. Поясніть, чому $\text{Cr}(\text{OH})_2$ є сильнішою основою, ніж $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

8. Яке забарвлення дихромату калію в кислому середовищі? Як зміниться забарвлення дихромату калію в результаті додавання до нього розчину лугу?

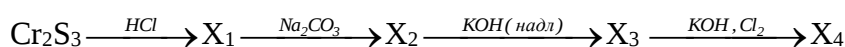
9. Хром утворює оксид, в якому ступінь окиснення дорівнює +6. Під час розчинення цього оксиду у воді утворюється кислота. Напишіть структурну формулу барієвої солі цієї кислоти.

10. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:



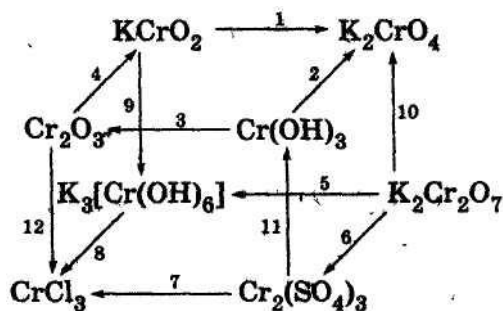
Визначте невідомі речовини.

11. Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:



Визначте невідомі речовини.

12. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



13. Який об'єм 5,6 М розчину гідроксиду калію необхідний для повного розчинення 5,0 г суміші гідроксидів хрому (III) і алюмінію, якщо масова частка Оксигену в цій суміші дорівнює 50% ?

14. До розчину, в якому масова частка нітрату хрому (III) становить 14%, додали сульфід натрію, добутий розчин відфільтрували і прокип'ятили (без втрат води), в результаті чого масова частка солі хрому зменшилась до 10%. Визначте масові частки інших речовин у розчині, що утворився.

15. Газ, добутий під час випалювання 5,82 г сульфиду цинку, пропустили через суміш 77,6 г 10%-ого розчину хромату калію і 36,3 г 30%-ого розчину гідроксиду калію. Визначте масові частки речовин у кінцевій суміші.

16. Обчисліть об'ємні частки газів у суміші, що утворилася в результаті дії гарячої концентрованої сульфатної кислоти на хлорид хрому (II).

17. Обміркуйте можливість взаємодії між такими речовинами:

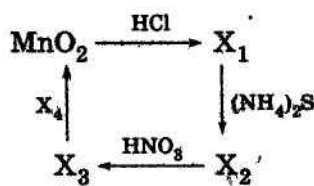
1) оксидом фосфору (III) і дихроматом калію;

- 2) сульфідом фосфору і дихроматом калію;
3) дихроматом калію і фосфідом кальцію.

Напишіть рівняння можливих реакцій і вкажіть умови, за яких вони протікають. Якщо в результаті реакцій можуть утворюватись різні речовини, вкажіть, у чому полягає відмінність в умовах проведення цих реакцій.

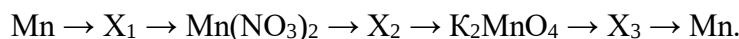
18. В якому з природних мінералів – MnO_2 (піролюзит) чи MnCO_3 (марганцевий шпат) – масова частка Мангану більша? Відповідь підтвердіть розрахунками.

19. Напишіть рівняння, реакцій, що відповідають такій схемі:



Визначте невідомі речовини.

20. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:

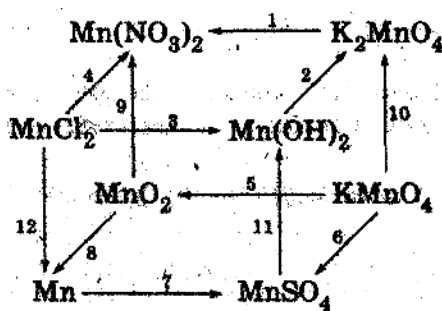


Визначте невідомі речовини.

21. У результаті прожарювання еквімолярної суміші нітрату, оксиду і фториду двовалентного металу маса суміші зменшилась на 9,2 г. Визначте формули речовин і масу вихідної суміші, якщо масова частка металу в ній становить 48,1%.

22. Чому для підкислення розчинів таких окисників, як KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, не використовують хлоридну кислоту?

23. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



24. В якому стані зустрічається Ферум у природі? Назвіть його найважливіші сполуки.

25. З якими простими речовинами взаємодіє залізо? Напишіть рівняння реакцій і назвіть їх продукти.

26. Які окисно-відновні властивості мають Fe (II) і Fe (III)?

27. Які якісні реакції на йони Феруму (II) і (III) вам відомі? Напишіть рівняння реакцій.

28. Добудьте чотирма різними способами оксид феруму (III).

29. Наведіть не менше трьох способів добування сульфату феруму (III). Вкажіть необхідні для проведення процесів умови.

30. Напишіть рівняння реакцій добування броміду феруму (III) чотирма різними способами.

31. Білий пластівчастий осад гідроксиду феруму (II) на повітрі швидко зеленіє, а потім буріє. Напишіть рівняння реакції, що пояснює це явище.

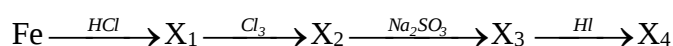
32. Нерозчинна у воді сполука А бурого кольору під час нагрівання розкладається з утворенням двох оксидів, один з яких – вода. Другий оксид – В – відновлюється вуглецем з утворенням металу С, другого за поширеністю у природі. Чим є речовини А, В, С? Наведіть рівняння реакцій.

33. Сіль А утворена двома елементами, в результаті випалювання її на повітрі утворюються два оксиди: В – твердий, бурого кольору і газуватий. В вступає в реакцію заміщення зі сріблясто-білим металом С (за нагрівання). Чим є речовини А, В, С? Наведіть рівняння реакцій.

34. Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень: $\text{FeS} \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{X}_2 \rightarrow \text{FeS}$.

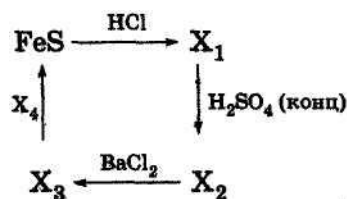
35. Напишіть рівняння реакції взаємодії хлориду феруму (III) з: а) надлишком розчину гідроксиду амонію; б) надлишком розчину гідроксиду калію.

36. Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



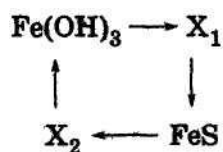
Визначте невідомі речовини.

37. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



Визначте невідомі речовини.

38. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:



Назвіть невідомі речовини.

39. Які дві речовини прореагували і за яких умов, якщо в результаті утворились такі речовини (вказані всі продукти реакцій без коефіцієнтів):

- 1) $\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NO}$;
- 2) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) Fe(OH)_3 ;
- 4) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{SO}_2$;

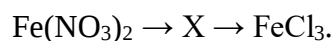
Напишіть повні рівняння реакцій.

40. Обміркуйте можливість взаємодії між такими речовинами:

- 1) оксидом феруму (III) і карбонатом калію;
- 2) нітратом феруму (III) і диметиламіном;
- 3) нітратом феруму (III) і алюмінієм;
- 4) нітратом алюмінію і залізом.

Напишіть рівняння можливих реакцій, вкажіть умови їх перебігу. Якщо реакції можуть приводити до утворення різних продуктів, вкажіть, у чому полягає різниця в умовах проведення цих процесів.

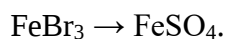
41. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



Розгляньте три випадки:

- а) обидві реакції є окисно-відновні;
- б) окисно-відновною є лише перша реакція;
- в) окисно-відновною є друга реакція.

42. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



Розгляньте три випадки:

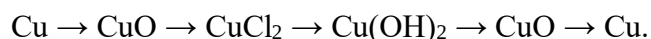
- а) обидві реакції – окисно-відновні;
- б) окисно-відновною є лише перша реакція;
- в) окисно-відновною є друга реакція.

43. Чи може металічна мідь реагувати з хлоридною кислотою і розведеною сульфатною кислотою?

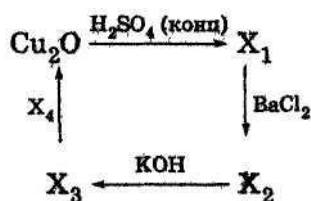
44. Напишіть рівняння реакції між міддю і хлоридною кислотою за наявності кисню.

45. У наведених нижче комплексних йонах визначте ступінь окиснення Купруму та його координаційне число: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{1+}$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

46. Складіть рівняння хімічних реакцій, що дають змогу здійснити такі перетворення:

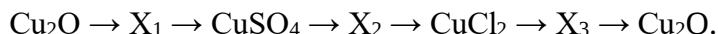


47. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій, схемі:



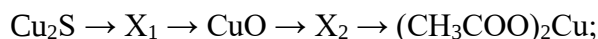
Визначте невідомі речовини.

48. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:



Визначте невідомі речовини.

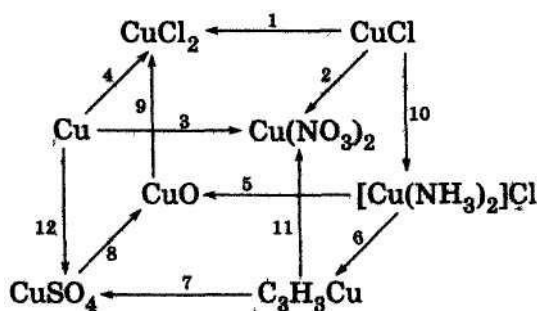
49. Напишіть повні рівняння реакцій, що відповідають такій послідовності перетворень:



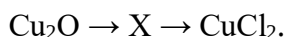
Визначте невідомі речовини. Вкажіть умови реакцій.

50. Як можна очистити розчин сульфату феруму (II) від домішки сульфату купруму (II)?

51. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



52. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



Розгляньте три випадки:

- а) обидві реакції – окисно-відновні;
- б) окисно-відновною є лише перша реакція;
- в) окисно-відновною є лише друга реакція.

53. Які дві речовини прореагували і за яких умов, якщо в результаті утворились такі речовини (вказані всі продукти реакцій без коефіцієнтів):

- 1) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{HS} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 4) $\text{CuS} + \text{NH}_4\text{Cl}$?

Напишіть повні рівняння реакцій.

54. Вкажіть, які властивості виділяють Цинк з ряду d-металів.

55. Як здійснити такі перетворення: цинк $\rightarrow$ хлорид цинку $\rightarrow$ гідроксид цинку $\rightarrow$ нітрат цинку? Напишіть рівняння реакцій, виразіть їх у йонних формах.

56. Поясніть, чому хлорид аргентуму (I) на світлі поступово чорніє.

57. Як з нітрату аргентуму (I) в одну стадію добути аргентум (I) оксид?

58. Наведіть приклад розчинної у воді солі, в результаті обробки якої лугом утворюється аргентум (I) оксид.

59. Складіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOAg} \rightarrow \text{Ag}$.

60. Скласти електронні формули йонів Mn^{2+} ; Mn^{4+} ; Mn^{7+} . На основі будови йонів пояснити їх окисно-відновні властивості.

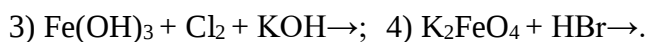
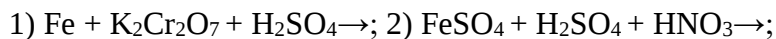
61. Які з реакції можуть бути використані для одержання MnO_2 :

- 1) $\text{Mn} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0}$;
- 2) $\text{MnO} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0}$;
- 3) $\text{Mn}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t^0}$;
- 4) $\text{MnO} + \text{KClO}_3 \xrightarrow{t^0}$;
- 5) $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 6) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
- 7) $\text{Mn} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
- 8) $\text{KMnNO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

62. Яке середовище мають водні розчини MnSO_4 ; $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; K_2MnO_3 ; K_2MnO_4 ; KMnO_4 ?

63. Написати електронну формулу атома Феруму. Визначити його валентні властивості. Навести приклади сполук, у яких Ферум виявляє різні валентності.

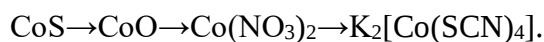
64. Закінчити рівняння реакцій, скласти електронний баланс і підібрати коефіцієнти:



65. Написати формули двох Солей Феруму (III), у одній з яких Ферум є катіоном, а в іншій – входить до складу аніона.

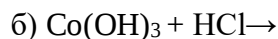
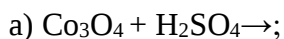
66. Скласти електронні формули атома Кобальту, йонів Co^{2+} та Co^{3+} .

67. Скласти рівняння реакцій, за якими можливі наступні перетворення:



68. В чому виявляється схожість кобальту і заліза (на прикладі відношення до концентрованої нітратної кислоти, стійкість гідроксидів (II) на повітрі)?

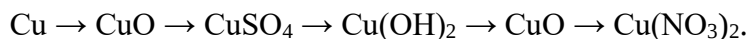
69. Закінчити рівняння реакцій:



70. Скласти електронні формули атома Купруму та йонів Cu^+ ; Cu^{2+} . На основі аналізу електронних формул зробити узагальнений огляд хімічних властивостей міді та її сполук.

71. Як мідь відноситься до води, кисню повітря, кислот, лугів? Написати рівняння відповідних реакцій?

72. Скласти рівняння реакцій до наступних перетворень:



73. Який осад утворюється при взаємодії розчинів CuSO_4 і Na_2CO_3 ? Написати рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

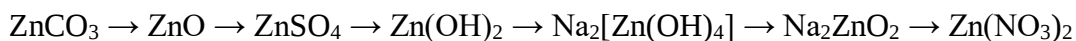
74. Які властивості цинку надають можливість відносити його до перехідних, а які до неперехідних металів?

75. Складіть молекулярні та йонні рівняння реакцій взаємодії цинку з розчинами лугу та кислот.

76. Чи буде взаємодіяти цинк з розчинами натрій хлориду та міді? Чому? Написати рівняння реакцій.

77. В чому розчиняється цинк гідроксид? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій.

78. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна виконати наступні перетворення:



79. Написати в молекулярній та йонній формі рівняння реакцій гідролізу нітрату та ацетату цинку.

80. В якому середовищі і чому цинк виявляє сильніші відновлювальні властивості?

81. Як впливає на склад осаду, що утворюється; порядок змішування розчинів солі цинку і лугу; надлишок або нестача лугу?

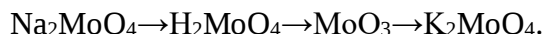
82. Який гідроксид має сильніші основні властивості: $Zn(OH)_2$ чи $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$? $Zn(OH)_2$ чи $Cd(OH)_2$?

83. Написати електронну формулу атома Молібдену. Визначити його валентні електрони.

84. Яка форма – катіонна чи аніонна – характерна для Молібдену у нижчих та вищих ступенях окиснення?

85. Як відноситься Молібден до лугів? Які реакції відбуваються при сплавленні молібдену з окисними лужними сумішами: $KNO_3 + KOH$; $KClO_3 + KOH$; $NaNO_3 + Na_2CO_3$? Напишіть відповідні рівняння реакцій?

86. Скласти рівняння реакцій послідовного перетворення речовин:



87. Яку властивість повинен мати сплав хрому з нікелем і залізом:

- а) висока твердість; б) висока міцність;
в) великий електричний опір; г) висока корозійна стійкість?

88. Як зміняться властивості бронзи (сплав міді з оловом) і латуні (сплав міді з цинком), якщо до них додати хрому:

- а) підвищиться твердість; б) збільшиться електричний опір;
в) підвищиться стійкість проти механічного зносу та іржавіння;
г) підвищиться температура плавлення?

89. Які з поданих елементів входять до складу, побічної підгрупи VI групи:

- а) сірка; б) селен; в) телур; г) молібден; д) вольфрам?

90. З яким значенням ступеня окиснення молібден і вольфрам утворюють стійкі сполуки:

- а) +2; б) +3; в) +6; г) +4?

91. Які з оксидів мають кислотні властивості:

- а) Cr_2O_3 ; б) CrO ; в) MoO_3 ; г) WO_3 ; д) W_2O_3 ?

92. Укажіть амфотерні оксиди:

а) Cr_2O_3 ; б) CrO ; в) MoO_3 ; г) WO_3 ; д) W_2O_3 .

93. Укажіть найслабшу кислоту:

а) H_2CrO_4 ; б) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; в) H_2WO_4 ; г) H_2MoO_4 .

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

№ запитання	Зміст	Варіанти відповідей
1.	Який елемент не належить до елементів підгрупи Хрому?	1) Молібден; 2) Селен; 3) Вольфрам; 4) Хром.
2.	Елементи підгрупи Хрому виявляють найвищий ступінь окиснення	1) +2; 2) +6; 3) +3; 4) +4.
3.	Елементи підгрупи Хрому належать до	1) <i>p</i> -елементів; 2) <i>s</i> -елементів; 3) <i>d</i> -елементів; 4) <i>p</i> -елементів або <i>d</i> -елементів (Вольфрам).
4.	Електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$ належить атому	1) Вольфраму; 2) Молібдену; 3) Телуру; 4) Хрому.
5.	При взаємодії хрому із сіркою	1) утворюється хром сульфат; 2) утворюється хром персульфід; 3) утворюється хром сульфід; 4) виділяється газоподібний сірководень.
6.	Найтвердішим металом є	1) молібден; 2) селен; 3) вольфрам;

		4) хром.
7.	Амфотерні властивості виявляє	1) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 2) $\text{Cr}(\text{OH})_2$; 3) CrO_3 ; 4) CrO .
8.	При взаємодії Cr_2O_3 з лугами утворюються	1) солі хромової кислоти; 2) солі дихромової кислоти; 3) Хром (III) гідроксид; 4) Хром (III) сполуки – хроміти.
9.	При взаємодії хрому з азотом утворюється	1) хром хлорид; 2) хроміт; 3) хром нітрид; 4) хром (III) нітрат.
10.	Найбільшою мірою основні властивості має	1) CrO_3 ; 2) CrO ; 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 4) Cr_2O_3 .
11.	Найбільш розповсюдженими сполуками Хрому в природі є	1) сполуки Хрому (III) – хроміти; 2) карналіт; 3) хром сульфід; 4) FeCr_2O_4 .
12.	З лугами взаємодіє	1) CrO_3 ; 2) Cr_2O_3 ; 3) Cr ; 4) $\text{Cr}(\text{OH})_2$.
13.	Дихроматами є	1) солі дихромової кислоти; 2) 3%-ні розчини калій хромату в концентрований сульфатній кислот; 3) спеціальні сорти хромистих сталей; 4) солі хромової кислоти.

14.	Найбільшою мірою кислотні властивості має	1) Cr_2O_3 ; 2) CrO_3 ; 3) $\text{Cr}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
15.	При нагріванні $\text{Cr}(\text{OH})_3$ утворюється	1) хром гідроксид; 2) CrO ; 3) Cr_2O_3 ; 4) металевий хром.
16.	Хромовая кислота утворюється	1) розчиненням CrO при надлишку води; 2) розчиненням CrO_3 при надлишку води; 3) розчиненням Cr_2O_3 при недостатці води; 4) термічним розкладанням, хромітів.
17.	Сильні окисні властивості виявляє	1) CrO_3 ; 2) Cr_2O_3 ; 3) металевий хром; 4) $\text{Cr}(\text{OH})_2$.
18.	Хромовою сумішшю називається	1) спиртовий розчин суміші калій дихромату і калій хромату; 2) розчин калій хромату в концентрованій нітратній кислоті; 3) розчин калій дихромату в концентрованій сульфатній кислоті; 4) розчин калій хромату в концентрованій хлоридній кислоті.
19.	Яке твердження є неправильним?	1) хром оксид Cr_2O_3 (III) – тверда речовина зеленого кольору; 2) хромові кислоти існують тільки у водному розчині; 3) CrO є сильним окисником; 4) хромисті сталі мають велику твердість.
20.	Яке твердження є правильним?	1) CrO_3 – тверда речовина темно-червоного кольору; 2) Cr_2O_3 не взаємодіє з алюмінієм;

		3) металевий хром не можна одержати електролізом водних розчинів сполук Хрому; 4) хром у сполуках виявляє ступені окиснення від +1 до +8.
21.	Яким способом добувають молибден і вольфрам у промисловості	а) алюмінотермічний; б) гідрометалургійний; в) електроліз; г) відновлення оксидів воднем чи вугіллям при високій температурі?
22.	З якими з наведених речовин залізо при звичайній температурі не взаємодіє:	а) сухий кисень; б) вода, позбавлена кисню; в) розведена сульфатна кислота; г) розведена хлоридна кислота; д) вода, що містить розчинений кисень?
23.	За поданими схемами зробіть висновок: в якому разі залізо переходить в іон Fe^{3+} :	а) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$; б) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O}_4(\text{розв.}) \rightarrow$; в) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$; г) $\text{Fe} + \text{HCl}(\text{розв.}) \rightarrow$.
24.	Залізний цвях опустили в розчини таких солей: У яких випадках реакція не відбувається?	а) сульфат міді (II); б) хлорид цинку; в) сульфат нікелю (II); г) хлорид амонію; д) хлорид олова (II).
25.	Які процеси відбуватимуться за звичайних умов:	а) $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow$; б) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow$; в) $\text{Fe} + \text{HCl}(\text{конц.})$; г) $\text{Fe} + \text{C} \rightarrow$; д) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$?
26.	За наведеними схемами визначте, які реакції неможливі	а) $\text{FeSO}_4 + \text{Al} \rightarrow$; б) $\text{Mg} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$; в) $\text{Fe} + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$;

		г) $\text{Fe} + \text{MgSO}_4 \rightarrow$; д) $\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$.
27.	До якого типу солей належить гідроксохлорид феруму (II):	а) середня; б) кисла; в) основна; г) подвійна?
28.	У присутності яких речовин можна зберігати гідроксид феруму (III)	а) карбону (IV) оксид; б) водяна пара; в) сірководень; г) водень; д) сульфур (IV) оксид?
29.	Укажіть солі феруму, які практично не розчиняються у воді	а) Fe_2S_3 ; б) $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$; в) FeCl_3 ; г) FeSO_4 ; д) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
30.	Які кислоти при звичайній температурі не діють на залізо	а) $\text{HCl}_{(\text{розв.})}$; б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв.})}$; в) $\text{HCl}_{(\text{конц.})}$; г) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$; д) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$
31.	Нікол реагує з хлором:	а) при звичайній температурі з утворенням нікол (I) хлориду; б) при нагріванні з утворенням нікол (I) хлориду; в) при звичайній температурі з утворенням нікол (II) хлориду; г) при нагріванні з утворенням нікол (II) хлориду.
32.	Електронна формула атома Ніколу:	а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$; б) $\dots 4s^2 4p^6 4d^8 5s^2$; в) $\dots 5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$; г) $\dots 6s^2 6p^6 6d^9 7s^1$.

33.	В рівнянні реакції міді з розбавленою нітратною кислотою: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{розб.})} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + x + y$ на місці x та y слід написати:	а) NO_2 та H_2O ; б) 2NO_2 та $2\text{H}_2\text{O}$; в) NO та H_2O ; г) 2NO та $4\text{H}_2\text{O}$.
34.	Хром може проявляти ступені окиснення:	а) +1; +2; +3; +4; б) +2; +3; +6; в) +2; +3; +4; г) від +1 до +6.
35.	Цинк реагує з Хлором	а) при звичайній температурі з утворенням цинку (I) хлориду; б) при нагріванні з утворенням цинку (I) хлориду; в) при звичайній температурі з утворенням цинку (II) хлориду; г) при нагріванні з утворенням цинку (II) хлориду.
36.	В природі мідь найчастіше зустрічається у вигляді	а) купрум (II) оксиду; б) купрум (II) сульфїду; в) купрум (I) оксиду та сульфїду; г) купрум (I) та купрум (II) гідроксидів.
37.	Електронна формула атома Мангану	а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
38.	У запропонованій схемі рівнянь трьох послідовних перетворень речовини x, y, z – це: $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{x}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{y} \text{FeCl}_3$ $\xrightarrow{z} \text{FePO}_4$	а) $x=\text{NaOH}$; $y=\text{HCl}$; $z=\text{AgNO}_3$; б) $x=\text{NaOH}$; $y=\text{HCl}$; $z=\text{H}_3\text{PO}_4$; в) $x=\text{H}_2\text{O}$; $y=\text{HCl}$; $z=\text{Na}_3\text{PO}_4$; г) $x=\text{NaOH}$; $y=\text{NaCl}$; $z=\text{Na}_3\text{PO}_4$.

2.4. Загальні властивості неметалів

Короткі теоретичні відомості

Неметали – хімічні елементи, які у вільному стані можуть приєднувати електрони, виявляючи при цьому окисні властивості. Як правило, це елементи з високими енергіями йонізації і спорідненості з електроном, тобто високою електронегативністю. Саме остання і характеризує активність неметалів, змінюючись у досить широких межах від 1,9 у Силіцію до 4,0 у Флуору.

У періодичній системі неметалічні властивості елементів підсилюються в межах періоду зліва направо із збільшенням числа електронів на зовнішньому енергетичному рівні, а в підгрупах – знизу вгору із зменшенням радіуса атома. Таким чином, неметали розміщені на початку головних підгруп і в кінці періодів. За винятком Гідрогену і Гелію, це – р- елементи (інертні гази теж умовно відносять до неметалів).

Неметалеві елементи – це ряд р-елементів IV, V, VI, VII груп, Бор – елемент III групи та Гідроген – s-елемент I групи періодичної системи елементів. Атоми неметалевих елементів мають на зовнішньому енергетичному рівні чотири електрони і більше (у Гідрогену – один, у Бору – три). Неметалеві елементи утворюють прості речовини – неметали.

Неметали є окисниками. Найсильнішим окисником є Флуор. З типовими металами неметали утворюють сполуки з йонним зв'язком, а з неметалами – сполуки з ковалентним зв'язком. Оксиди і гідроксиди неметалевих елементів виявляють кислотні властивості. Чим вищий позитивний ступінь окиснення атома, тим сильніше виявляються кислотні властивості його оксиду або гідроксиду. Так, сульфатна кислота H_2SO_4 сильніша, ніж сульфітна кислота H_2SO_3 . З воднем неметали утворюють леткі сполуки: HF , H_2S , NH_3 , CH_4 .

При звичайних умовах неметали водень, фтор, хлор, кисень, азот – це газоподібні речовини, бром – рідина, а інші – тверді речовини. Активні неметалеві елементи зустрічаються в природі у вигляді сполук (NaCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ тощо). Менш активні зустрічаються й у вільному стані (C, S тощо). Одержують неметали електролізом розчинів і розплавів сполук, а також окисненням більш активними окисниками.

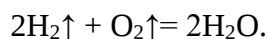
Гідроген. Гідроген – це s-елемент. Атом Гідрогену має електронну формулу $1s^1$. При одних умовах атом Гідрогену виявляє металеві властивості (виконує роль відновника – віддає електрон), при інших – неметалеві (виконує роль окисника–

приймає електрон). За властивостями він більш подібний до р-елементів сьомої групи, ніж до s-елементів першої групи. Через це Гідроген умовно розташовують і в сьомій групі періодичної системи елементів. Елемент Гідроген утворює просту речовину – неметал, молекула якого двохатомна H_2 .

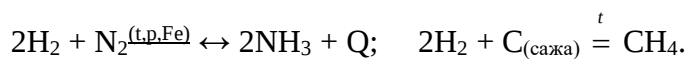
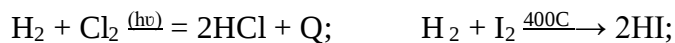
Хімічні властивості Гідрогену та його сполук

Атом Гідрогену має один електрон. Позитивний йон H^+ - це протон. Гідроген у сполуках може виявляти с.о.+1 і -1: $H^0 - \bar{e} = H^+ - 1317 \text{ кДж}$, $H^+ + \bar{e} = H^- + 66,9 \text{ кДж}$. Атомарний Гідроген активніший від молекулярного – водню. Утворення молекули водню є екзотермічною реакцією: $H_{(г)} + H_{(г)} = H_2 + 436 \text{ кДж}$. Водень – це найлегший газ без кольору, смаку і запаху, легший за повітря у 14,5 рази. Гідроген горить у кисні з виділенням великої кількості теплоти: температура воднево-кисневого полум'я сягає 3000°C . Суміш двох об'ємів водню й одного об'єму кисню вибухонебезпечна і називається гримучим газом.

1. При горінні Гідрогену в кисні, як і при вибуху гримучої суміші, утворюється вода:



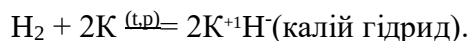
2. Взаємодія з неметалами: $H_2 + F_2 = 2HF + Q$ (реакція йде з вибухом);



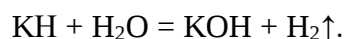
3. Взаємодія з оксидами малоактивних металів (Pb, Cu, Fe, Ni, W та ін.):



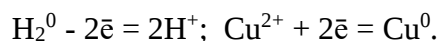
4. З багатьма неметалами водень утворює газоподібні сполуки типу EH_4 , EH_3 , EH_2 , EH . При нагріванні водень взаємодіє з лужними і лужноземельними металами, утворюючи білі тверді речовини – гідриди металів (LiH, NaH, KH, CaH_2 та ін.):



У цих сполуках метал має позитивний с.о., а Гідроген – негативний. Гідриди активних металів – солі. Вони піддаються повному гідролізу:

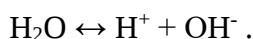


5. Водень виявляє відновні та окисні властивості. При нагріванні водень відновлює багато металів з їхніх оксидів: $CuO + H_2\uparrow = Cu + H_2O$. У цій реакції водень відновник, віддає один електрон (молекула водню – два електрони):

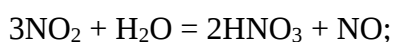
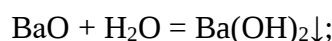
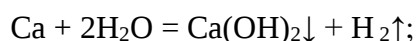
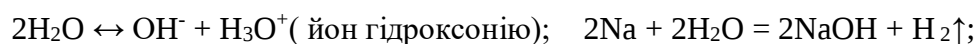


При утворенні гідридів металів водень виконує роль окисника. Аніон H^- активний відновник.

Гідроген оксид (H_2O) – безбарвна рідина без смаку і запаху. Це єдина речовина, що перебуває в природних умовах у трьох агрегатних станах (газуватому (пара), твердому (лід) та рідкому). Вода – слабкий електроліт:

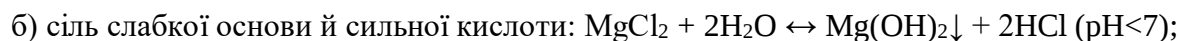


1. У реальному розчині:

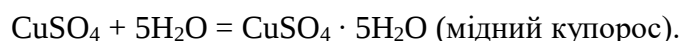
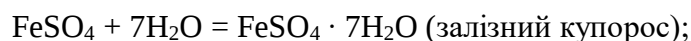


2. Ці реакції доводять амфотерність властивостей води (виступає у ролі кислоти та основи): $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$ (взаємодія з гідридами активних металів).

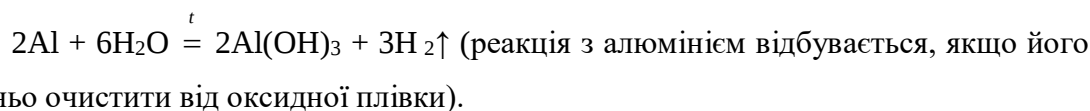
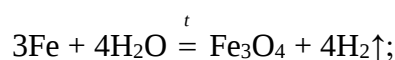
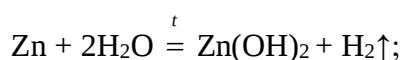
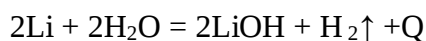
3. Взаємодія з солями. Гідроліз:



4. Утворення кристалогідратів:



5. Взаємодія з металами, що стоять у ряді напруг до Гідрогену:



6. З органічними сполуками:

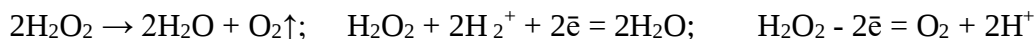


Гідроген пероксид (H_2O_2) – блакитнувата сироподібна рідина, змішується з водою і спиртом у будь-якому співвідношенні:



H_2O_2 – слабкий відновник: $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2$.

1. Розклад у водних розчинах:



2. Взаємодія з лугами (кислотні властивості): $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

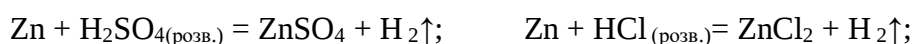
3. Взаємодія з кислотами (основні властивості):



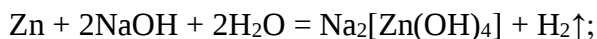
Одержання

Лабораторні методи:

1. Взаємодія металів (найчастіше Zn) з розведеними хлоридною або сульфатною кислотами:



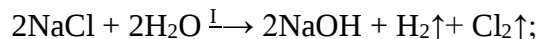
2. Взаємодія Al або Zn з водними розчинами лугів:



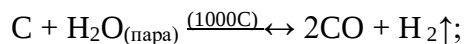
3. Електроліз води: $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Промислові методи:

1. Електроліз водних розчинів лугів і солей:



2. Пропускання пари води над розпеченим коксом:



3. Конверсія метану:

а) з водяною парою: $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{пара})} \xrightarrow{(\text{Ni}, 9500\text{C})} \text{CO} + 3\text{H}_2$;

б) з вуглекислим газом: $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \xrightarrow{(\text{Ni}, 1300\text{C})} 2\text{CO} + 2\text{H}_2$;

4) Термічне розкладання метану: $\text{CH}_4 \xrightarrow{(12000\text{C})} \text{C} + 2\text{H}_2\uparrow$;

5) Глибоке охолодження (до 196°C) газових сумішей з більшим вмістом водню (коксівий газ).

Основні реакції одержання води:

1) $\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 574 \text{ кДж}$;

2) $\text{H}_2 + \text{CuO} = \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$. У результаті цієї реакції відбувається відновлення металу.

Взаємодією розведеної сульфатної кислоти з барій пероксидом одержують гідроген пероксид: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розб.})} + \text{BaO}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}_2$.

Застосування. Водень використовують для промислового одержання деяких металів (германію, галію, цирконію, вольфраму, гафнію) з їх оксидів, амоніаку NH_3 , хлоридної кислоти HCl , метилового спирту CH_3OH і багатьох інших речовин.

У нафтовій промисловості: для очищення нафти від сполук Сульфуру.

У харчовій промисловості: одержання маргарину (гідрування жирів). В атомній енергетиці: термоядерне паливо (суміш ізотопів дейтерію і тритію).

Воду використовують як розчинник у харчовій промисловості, у побуті (прання, умивання тощо).

У техніці: для охолодження, промивання, як розчинник, реагент у різних процесах.

Гідроген пероксид застосовують: 1). У техніці: як джерело кисню в реактивних двигунах (концентрований розчин H_2O_2). 2). У промисловості: як відбілювальний засіб. 3) У побуті: для промивання ран, полоскання горла тощо (розведений розчин H_2O_2).

Знаходження в природі. Гідроген входить до складу води, мінералів, гірських порід, органічних сполук. Вміст водню в земній корі становить 0,15% її маси.

У вільному стані зустрічається у верхніх шарах атмосфери, вулканічному й деяких природних горючих газах.

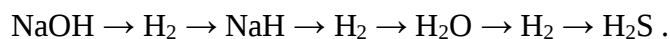
У природі Гідроген зустрічається у вигляді двох ізотопів – протію ^1H (99,98%) і дейтерію ^2H (0,02%). Третій ізотоп Гідрогену – тритій ^3H – радіоактивний. Його період напіврозпаду становить 12,5 років.

Вода є основним внутрішньоклітинним і позаклітинним середовищем, у якому відбуваються всі найважливіші для життєдіяльності людського та тваринного організмів процеси. Добова потреба у воді для людини 3-6 л.

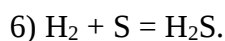
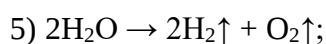
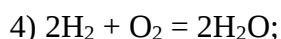
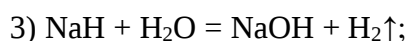
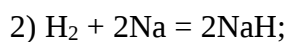
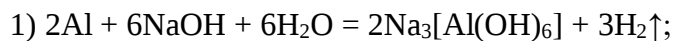
2.4.1. Приклади розв'язків завдань

Приклад 1. Здійснити такі перетворення:

1 2 3 4 5 6



Розв'язок.



Приклад 5. Укажіть назву сполук Гідрогену з активними металами.

А. Гідрати; Б. Галогеніди; В. Гідриди; Г. Гідрогеніди.

Розв'язок. В. Гідриди.

Приклад 6. Вкажіть неметалічні речовини, з якими реагує водень за звичайних умов.

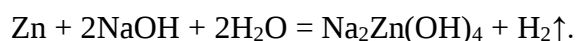
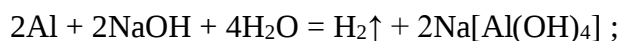
А. Сірка і азот; Б. Кисень і йод; В. Кисень і хлор; Г. Азот і фосфор; Д. Вуглець і бор.

Розв'язок. В. Кисень і хлор. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$.

Приклад 7. Водень можна добути внаслідок взаємодії з водою за звичайних умов таких металів:

А. Заліза і хрому; Б. Магнію і кальцію; В. Алюмінію і цинку; Г. Міді і кадмію; Д. Натрію і кальцію.

Розв'язок. В. Алюмінію і цинку.



Приклад 8. Що таке гримучий газ?

А. Суміш водню з киснем.

Б. Суміш водню з карбон (II) оксидом.

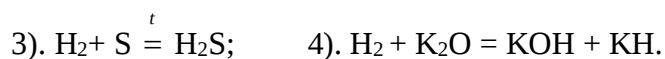
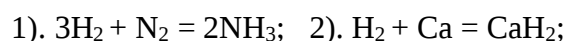
В. Суміш водню з киснем у співвідношенні 2:1.

Г. Суміш водню з карбон (II) оксидом у співвідношенні 1:2.

Д. Суміш водню з хлором у співвідношенні 1:1.

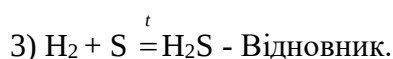
Розв'язок. В. Суміш водню з киснем у співвідношенні 2:1.

Приклад 9. Установіть відповідність між окисно-відновними реакціями 1 – 4 та функцією водню у них:



А. Окисник. Б. Відновник. В. Окисник і відновник.

Розв'язок. Реакції: 1) $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ - Відновник.



Приклад 10. Закінчіть рівняння ОВР $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$ і зазначте функцію H_2O_2 в окисно- відновному процесі та суму коефіцієнтів у цьому рівнянні реакції:

А. Окисник, 12; Б. Окисник, 8; В. Відновник, 18; Г. Відновник, 14.

Розв'язок. $5\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + \text{H}\text{I}^{+5}\text{O}_3 = \text{I}_2^0 + 5\text{O}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O}$

$\text{O}_2^{-1} - 2\bar{\text{e}} \rightarrow \text{O}_2^0 \quad | \quad 5 \text{ Відновник.}$

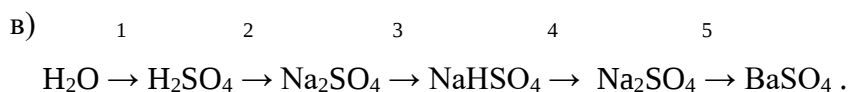
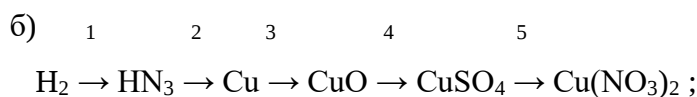
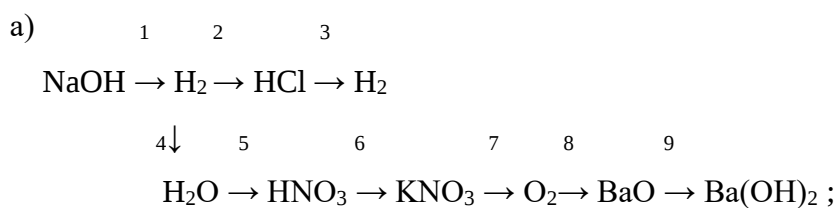
$2\text{I}^{+5} + 10\bar{\text{e}} \rightarrow \text{I}_2^0 \quad | \quad 2 \text{ Окисник.}$

Отже, В. Відновник. Сума коефіцієнтів у цьому рівнянні реакції – 18.

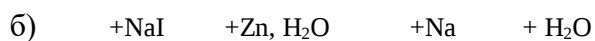
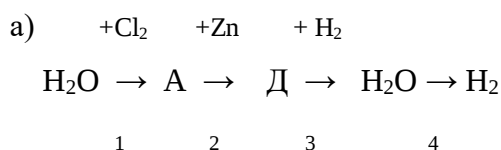
2.4.2. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ: «ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ»

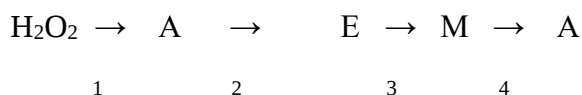
І. Завдання на аудиторну, самостійну роботу

1. Напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:

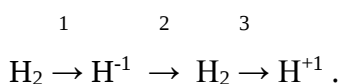


2. Визначте невідомі речовини і напишіть рівняння реакцій, за якими можна здійснити такі перетворення:

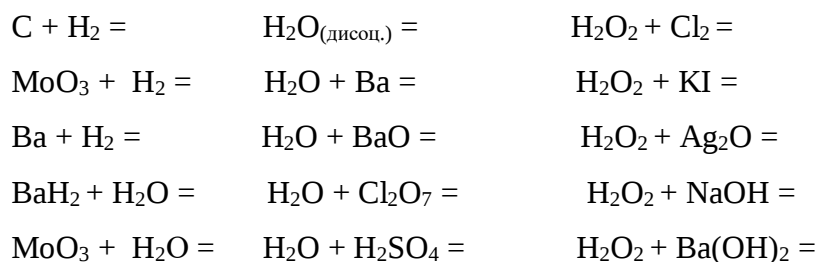




3. Чому неметали, як правило, р – елементи?
4. Назвіть найважливішу сполуку Гідрогену, яка зустрічається в природі.
5. Наскільки оправдано розміщення Гідрогену в I або VII групах періодичної системи елементів?
6. Назвіть декілька природніх сполук Гідрогену.
7. Розрахуйте, у скільки разів водень легший за: а) повітря; б) метан.
8. Які ступені окиснення проявляє Гідроген в сполуках з металами та неметалами? Наведіть приклади.
9. Які промислові способи одержання водню?
10. Вкажіть лабораторні способи одержання водню?
11. Яка маса Кальцій гідриду необхідна для одержання 560 л водню (н.у.) в реакції з водою?
12. Перерахуйте найважливіші галузі застосування водню.
13. Напишіть можливі реакції послідовного перетворення у відповідності до схеми:



14. Воду вважають ідеальним амфотерним оксидом. Запропонуйте не менше трьох рівнянь хімічних реакцій, які підтверджують цю думку.
15. Напишіть не менш трьох реакцій одержання Гідроген пероксиду.
16. Запропонуйте два рівняння реакцій, в яких бере участь гідроген пероксид.
17. На якій властивості Гідроген пероксиду ґрунтується використання його 3 % водного розчину в медицині?
18. Завершіть рівняння запропонованих реакцій:



19. Внаслідок пропускання випарів води крізь шар вугільного порошку одержується: А) водяний газ; Б) коксовий газ; В) гримучий газ; Г) генераторний газ; Д) чадний газ.

20. Зазначте метали, які здатні поглинати водень у значних кількостях:

А) Кобальт і Нікель; Б) Срібло і Золото; В) Мідь і Золото; Г) Срібло і Мідь; Д) Платина і Паладій.

21. Зазначте метали, при взаємодії яких з розчинами лугів можна добувати водень: А) Залізо, Кобальт; Б) Магній, Кальцій; В) Алюміній, Цинк; Г) Мідь, Срібло; Д) Натрій, Калій.

22. Виберіть ряд, побудований за зменшенням вмісту Гідрогену у Всесвіті, земній корі, гідросфері та живих організмах:

- А). Гідросфера – Всесвіт – живі організми – земна кора;
- Б). Земна кора – гідросфера – Всесвіт – живі організми;
- В). Земна кора – гідросфера – живі організми - Всесвіт ;
- Г). Гідросфера – живі організми - Всесвіт – Земна кора ;
- Д). Гідросфера – Земна кора - живі організми - Всесвіт.

23. Які кислотно-основні властивості характерні для води:

А) індиферентні; Б) кислотні; В) основні; Г) амфотерні; Д) такі властивості для води не характерні.

24. Зазначте хімічну формулу важкої води:

А. T_2O ; Б. D_2O ; В. H_2O ; Г. H_3O^+ ; Д. H_2O_2 .

25. Виберіть формулу сполуки, яка внаслідок гідролізу утворює розчин з лужною реакцією середовища:

А. CO_2 ; Б. K_2S ; В. H_2S ; Г. $NaNO_3$; Д. $(NH_4)_2SO_4$.

26. Зазначте сполуку, яка при взаємодії з водою утворює розчин з нейтральною реакцією середовища:

А. K_2SO_4 ; Б. K_2O ; В. HCN ; Г. NH_4Cl ; Д. Cl_2 .

27. Яка сполука при взаємодії з водою утворює розчин, в якому середовище сильна кислота:

А. $BaSO_4$; Б. Cl_2O_7 ; В. H_2CO_3 ; Г. $ZnCl_2$; Д. MgO .

28. Охолодження організму людини і тварин відбувається завдяки випаровуванню води з поверхні шкіри, що пов'язано :

А. З особливим типом хімічного зв'язку в молекулі води;

- Б. З асоційованим станом молекули води у рідкому стані;
- В. З великою ентальпією випаровування води;
- Г. З високою теплоємністю води.

29. Напишіть рівняння реакції відновлення випарів води залізом за високої температури, яку використовують у промисловості для одержання водню і зазначте суму коефіцієнтів у ньому.

А. 9; Б. 10; В. 11; Г. 13; Д. 12.

30. У зразку води міститься 0,6 г атомів Гідрогену. Якій кількості речовини води (моль) це відповідає? А. 0,1; Б. 0,2; В. 0,3; Г. 0,4; Д. 0,5.

31. Обчисліть масу $9 \cdot 10^{24}$ атомів Гідрогену.

А. 1,5г; Б. 2,5г; В. 5г; Г. 12,4г; Д. 15г.

32. Виберіть варіант, в якому правильно зазначено зміну кислотно-основних властивостей сполук неметалів II групи з Гідрогеном: $\text{CH}_4\text{—NH}_3\text{—H}_2\text{O—HF}$.

- А. Амфотерні – кислотні – індиферентні – основні;
- Б. Амфотерні – основні –кислотні – індиферентні;
- В. Індиферентні – кислотні – основні – амфотерні;
- Г. Амфотерні – кислотні – основні –індиферентні;
- Д. Індиферентні –основні – амфотерні - кислотні .

33. Установіть відповідність між рівнянням хімічної реакції та функцією води в ній:

- | | |
|--|----------------------------|
| 1. $\text{C}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{CO} + \text{H}_2\uparrow$ | А. Учасник реакції обміну; |
| 2. $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{H}_2 + \text{O}_2\uparrow$ | Б. Розчинник; |
| 3. $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ | В. Окисник; |
| 4. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$ | Г. Відновник; |
| 5. $\text{CaCl}_{2(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_{2(\text{р-н})}$ | Д. Окисник і відновник. |

34. Закінчити рівняння ОВР $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$. Укажіть функцію гідроген пероксиду в окисно - відновному процесі і суму коефіцієнтів у ньому.

А. Окисник, 10; Б. Окисник, 8; В. Відновник, 8; Г. Відновник, 9.

35. При взаємодії пероксиду гідрогену H_2O_2 з калій перманганатом KMnO_4 у середовищі сульфатної кислоти H_2SO_4 прореагувало 1,4г калій перманганату. Яка маса гідроген пероксиду вступила в реакцію?

А. 0,86 г; Б. 12,6 г; В. 0,58 г; Г. 0,75 г; Д. 1,32 г.

36. Обчисліть ступінь перетворення води у процесі її відновлення залізом за температури 577°C і тиску 353 кПа, якщо внаслідок взаємодії випарів води об'ємом 60 дм^3 маса газової суміші зменшилася на 28,8 г.

А. 60% ; Б. 65% ; В. 72% ; Г. 74% ; Д. 83% .

37. Які з наведених нижче металів можуть бути використані для одержання водню із хлоридної кислоти: мідь, амоній, манган, магній, ртуть? Складіть рівняння відповідних реакцій.

38. Охарактеризуйте розповсюдження сполук Гідрогену в природі.

39. Вкажіть основні галузі промисловості, де використовується водень та сполуки Гідрогену.

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

№ зав-дання	Зміст	Варіант відповідей
1	Атом Гідрогену	1) виявляє тільки властивості окисника; 2) виявляє властивості окисника і відновника; 3) не виявляє окисно-відновних властивостей; 4) виявляє тільки властивості відновника.
2	Гідроген належить до сімейства	1) р елементів; 3) d- елементів; 2) s- елементів; 4) f- елементів.
3	Водень можна одержати	1) термічним розкладанням нерозчинних у воді основ; 2) електролізом розплаву натрій хлориду; 3) взаємодією з лугами металів, що утворюють амфотерні гідроксиди; 4) взаємодією оксидів різної хімічної природи.
4	Конверсією метану CH_4 з водяною парою утворюється	1) газоподібний кисень; 2) газоподібний водень; 3) насичені вуглеводні; 4) CO .

5	Водень легший за повітря в	1) 14,5 рази; 3) 4,5 рази; 2) 29 разів; 4) 9 разів.
6	Гримучим газом називається суміш	1) рівних об'ємів водню і кисню; 2) одного об'єму кисню і двох об'ємів метану; 3) водню і метану; 4) двох об'ємів водню й одного об'єму кисню.
7	Гідроген - це	1) єдиний елемент, який у різних варіантах періодичної системи можна зустріти у I та VII групах; 2) єдиний елемент, який у різних варіантах періодичної системи можна зустріти у II та III групах; 3) єдиний елемент, який у різних варіантах періодичної системи можна зустріти у I та IV групах; 4) єдиний елемент, який у різних варіантах періодичної системи можна зустріти у VII та VIII групах.
8	Гідроген має позитивний ступінь окиснення в молекулі	1) H_2O ; 2) аміаку; 3) KH ; 4) CaH_2 .
9	Гідроген має негативний ступінь окиснення в молекулі	1) H_2O ; 2) H_2SO_4 ; 3) $Ca(HCO_3)_2$; 4) NaN .
10	Яке твердження є правильним: "Гідриди активних металів ...	1) не гідролізуються; 2) є солями; 3) мають червоний колір; 4) містять атоми металу з нульовим ступенем окиснення.

11	Кальцій гідрид має формулу	1) CaH_2 ; 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; 3) $\text{Ca} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{Cu} \cdot \text{H}_2$.
12	У результаті взаємодії CaH_2 з водою утворюється	1) кальцій карбонат; 2) кальцій гідроксид; 3) кальцій оксид; 4) кальцій ангідрид.
13	Сполука Гідрогену з Оксидом це	1) гідрогеноксид – безбарвна рідина без смаку і запаху; 2) рідина із специфічним запахом; 3) сполука, яка виявляє сильні окисні властивості; 4) з багатьма неметалами утворює прості сполуки.
14	Водень утворюється при	1) нагріванні NaOH ; 2) взаємодії NaOH з водою; 3) взаємодії NaH з водою; 4) взаємодії Na_2O з водою.
15	Гідроген пероксид це	1) сильний окисник; 2) сильний відновник; 3) слабкий окисник; 4) слабкий відновник.
16	При взаємодії ферум (III) оксиду з воднем утворюється	1) ферум (III) гідроксид; 2) металеве залізо; 3) ферум гідрид; 4) ферум (III) гідроксид.
17	Газоподібний водень утворюється при взаємодії	1) лужного металу з водою; 2) оксиду лужного металу з водою; 3) гідроксиду лужного металу з водою; 4) сульфіді лужного металу з водою.
18	При утворюванні гідридів металів водень	1) рідкого середовища; 2) відновника;

	виконує роль	3) окисника; 4) солі.
19	Яке твердження є неправильним	1) гідриди використовують для одержання водню; 2) при нагріванні водень взаємодіє з лужно-земельними металами; 3) при вибуху гримучої суміші утворюється вода; 4) гідриди використовують як сильні окисники.
20	Яке твердження є правильним	1) атомарний Гідроген активніший від молекулярного; 2) утворення молекули водню є ендотермічною реакцією; 3) пальник, що працює на атомарному Гідрогені, створює температуру більше 4000 ⁰ C; 4) одним із продуктів електролізу води є гідроген пероксид.

2.5. Елементи головних підгруп IV-V груп періодичної системи елементів

Короткі теоретичні відомості

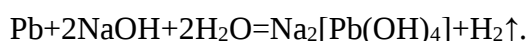
2.5.1. Елементи головної підгрупи IV групи періодичної системи елементів (підгрупа Карбону)

До головної підгрупи IV групи періодичної системи елементів належать елементи Карбон, Сицілій, Германій, Станум, Плюмбум. Головна підгрупа об'єднує елементи, атоми яких містять на зовнішньому енергетичному рівні по чотири електрони (ns^2np^2). Два електрони є неспареними (ns^1np^3). За електронною будовою атома – це р-елементи. Атоми елементів головної підгрупи в сполуках виявляють с. о. -4, +2, +4. У ряді C – Si – Ge – Sn – Pb стійкість сполук, у яких с. о. атома елемента +4, знижується. Стійкість сполук с. о. атомів +2 підвищується. Відповідні властивості простих речовин

у ряді C – Si – Ge – Sn – Pb підсилюються. При звичайних умовах свинець взаємодіє з киснем повітря і покривається оксидною плівкою PbO: $2\text{Pb} + \text{O}_2 \uparrow = 2\text{PbO}$. При нагріванні елементи головної підгрупи взаємодіють з неметалами, утворюючи бінарні сполуки. Плюмбум і Станум активніші за Гідроген, тому вони можуть витіснити Гідроген з розчинів кислот:



З розчинами лугів не взаємодіє карбон, а прості речовини інших елементів головної підгрупи взаємодіють:



Елементи головної підгрупи IV групи з'єднуються з Оксигеном, утворюючи оксиди загальної формули EO_2 . Оскільки в підгрупі зверху вниз посилюються металічні властивості елементів, то й властивості їхніх оксидів закономірно змінюються. Так, оксиди Карбону CO_2 і Силіцію SiO_2 – типові кислотні оксиди; з'єднуючись з водою, вони утворюють кислоти. Плюмбум оксид – основний, його взаємодія з водою призводить до утворення основи.

Сполуки елементів з Гідрогеном мають загальну формулу EH_4 . Їхня стійкість знижується в ряді $\text{CH}_4 - \text{SiH}_4 - \text{GeH}_4 - \text{SnH}_4 - \text{PbH}_4$. Вільний Карбон (C) може утворювати 4 основні алотропні модифікації: алмаз, графіт, карбін і фулерен.

Алмаз – безбарвні прозорі кристали високої твердості.

Графіт – сіра кристалічна речовина з металевим блиском, жирна на дотик.

Карбін – чорний порошок, кристали якого складаються з лінійних полімерів

Карбону ($-\text{C}\equiv\text{C}-$)_n.

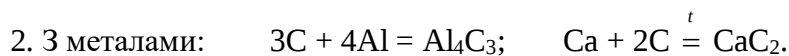
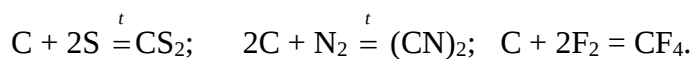
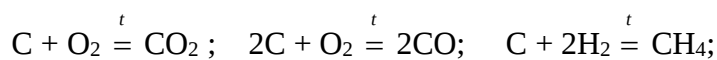
Фулерен – порожні сфери, що складаються з 60, 70 або 80 атомів Карбону.

Крім указаних модифікацій, Карбон у природі може існувати у вигляді вуглецевих матеріалів (кокс, деревне вугілля), технічного вуглецю (сажа), скло вуглецю.

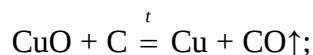
Станум існує у трьох алотропних видозмінах: біла β-модифікація та сіра α-модифікація. При охолодженні біла β-модифікація Стануму переходить у сіру α-модифікацію із структурою типу алмазу, через значні зміни густини метал розсипається на сірий порошок. Таке перетворення дістало назву “олов'яної чуми”.

Хімічні властивості елементів головної підгрупи IV групи та їх сполук

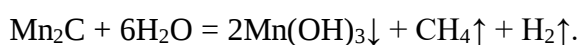
Карбон. 1. Карбон – відновник. Він активно відновлює неметали. За нормальних умов Карбон безпосередньо взаємодіє тільки з Флуором. З усіма іншими неметалами реакція йде при нагріванні:



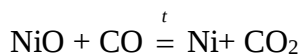
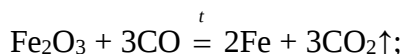
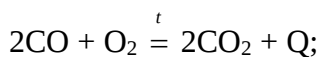
Вуглець відновлює метали з оксидів:



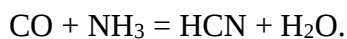
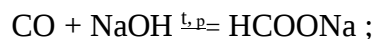
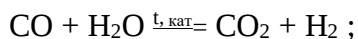
Карбіди активних металів – хімічно активні сполуки:



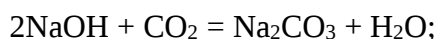
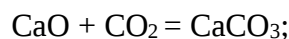
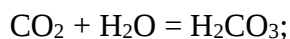
Карбон (II) оксид (CO) (чадний газ) – безбарвний газ, малорозчинний у воді, отруйний. CO проявляє низьку хімічну активність, однак у реакціях, в яких бере участь, він є відновник.



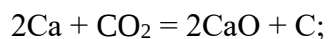
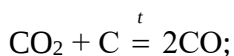
CO – несолетвірний оксид.



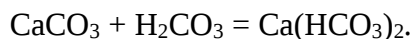
Карбон (IV) оксид (CO₂) - типовий кислотний оксид.



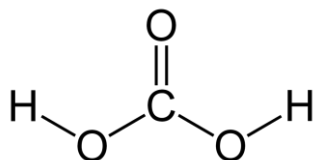
В ОВР CO₂ проявляє окисні властивості:



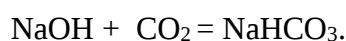
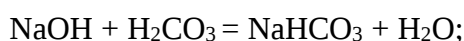
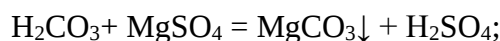
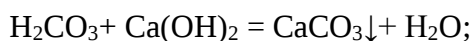
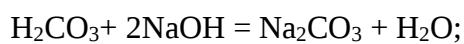
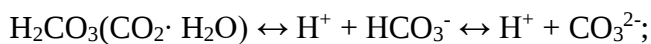
амоній карбонат сечовина



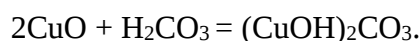
Карбонатна кислота (H₂CO₃) – нестійка сполука існує тільки в розведених водних розчинах.



Карбонатна кислота слабка, двоосновна, у розчині дисоціює.

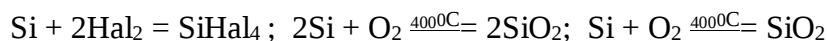


Всі гідрокарбонати добре розчинні у воді.

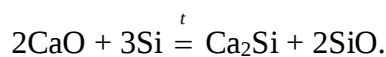
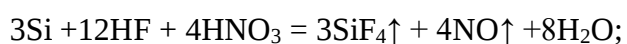
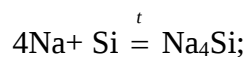
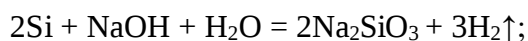
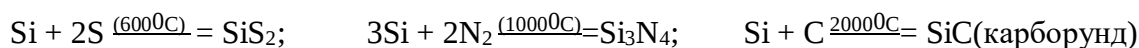
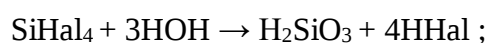
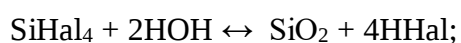


Кремній. Силіцій (Si) – кристалічна речовина темно-сірого кольору

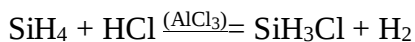
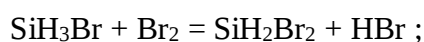
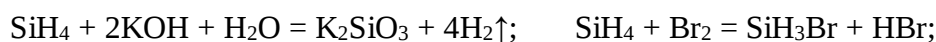
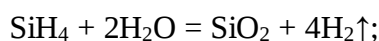
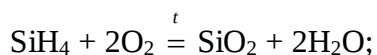
з характерним блиском. В більшості випадків Силіцій виступає в ролі відновника і тільки в реакціях з активними металами він є окисником.



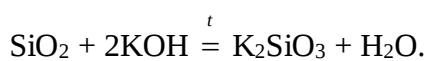
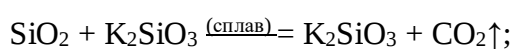
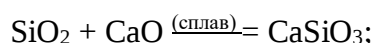
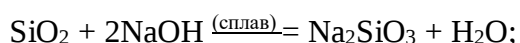
Галогеніди Силіцію легко піддаються гідролізу:



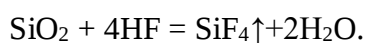
Силан (SiH_4) – безбарвний газ із запахом цвілі.



Силіцій (IV) оксид (SiO_2) – тверда кристалічна тугоплавка речовина; кислотний оксид, з водою не взаємодіє, досить інертний, вступає у взаємодію тільки з активними реагентами.



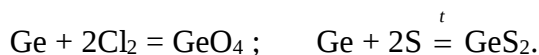
Кислоти не діють на SiO_2 , тільки в HF він розчиняється:



Силікатна кислота (H_2SiO_3) – слабка (слабша за карбонатну):



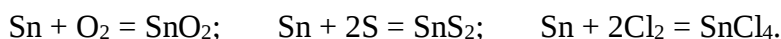
Германій (Ge) – тверда речовина сірувато-білого кольору з металевим блиском. Крихкий, має напівпровідникові властивості. Германій стійкий до дії повітря, води, розведених кислот. Легко розчиняється в царській горілці, у розчині гідрогенпероксиду (H_2O_2). При взаємодії з галогенами утворює тетрагалогеніди:



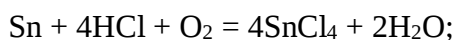
Олово. Станум- дуже м'який, еластичний метал, сріблясто-білого кольору. Характерні реакції:

1). На повітрі не окиснюється, тому що покривається плівкою, яка захищає його від руйнування.

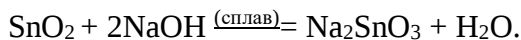
2). При нагріванні реагує з неметалами:



3). Взаємодіє з кислотами, лугами:



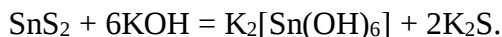
Станум (IV) оксид (SnO_2) – амфотерний оксид, досить стійкий до дії кислот і розчинів лугів:



Станум (II) гідроксид (Sn(OH)_2) - амфотерний гідроксид, легко розчиняється в кислотах і розчинах лугів: $\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$

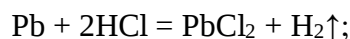
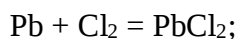
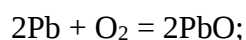
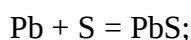


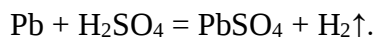
Станум (IV) сульфід (SnS_2) – не розчиняється в кислотах, але розчинний у лугах:



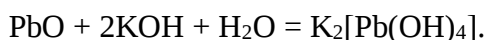
Станум (II) сульфід (SnS) – не розчиняється в кислотах і лугах, але розчинний в амоній полісульфіді: $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3.$

Свинець (Плюмбум) – еластичний метал блакитно-білого кольору. На повітрі окиснюється набуваючи сірого забарвлення. За нормальних умов свинець – інертний метал:





Плюмбум (II) оксид (PbO) – порошкоподібна речовина жовтого або червоного кольору, не розчиняється у воді: $\text{PbO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;

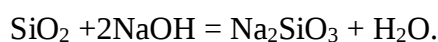
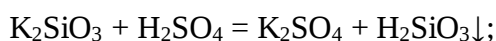
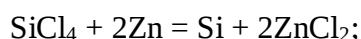
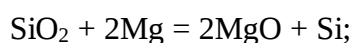
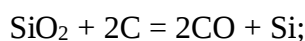
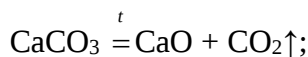
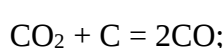
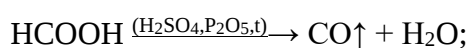
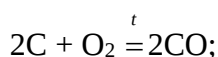


Плюмбум (IV) оксид (PbO_2) – тверда речовина коричневого кольору, нерозчинна у воді й кислотах: $\text{PbO}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{спл}} \text{K}_2\text{PbO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

Плюмбум (II) гідроксид ($\text{Pb}(\text{OH})_2$) – речовина білого кольору, розчинна в кислотах і лугах:

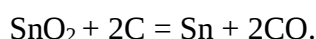


Одержання. Карбон (у вигляді графіту) зустрічається в природі, а також може бути отриманим штучним шляхом з коксу:



Германій одержують дольним плавленням металу, отриманого під час переробки руд кольорових металів та методом Чохрамського, який ґрунтується на повільному стягуванні металу з розплаву (швидкість витягування становить 1-20 мм/год).

Відновлення чистого олова із стануму (I) оксиду SnO_2 :



Свинець одержують із поліметалевих сульфідних руд. Процес проходить у декілька етапів:

1). Одержання свинцевого концентрату.

2). Виплавлення: $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$.

3). Конвертерне плавлення: $\text{PbS} + 2\text{PbO} = 3\text{Pb} + \text{SO}_2$.

Застосування. Алмази застосовуються для шліфування різних твердих матеріалів і буріння гірських порід. Графіт – у техніці. Кам'яне й деревне вугілля, кокс-як відновники у металургійних процесах.

CO - використовується в промисловості як паливо.

CO_2 – у гасінні пожеж, коли не можна використовувати воду. Твердий CO_2 (“сухий лід”) використовують для охолодження продуктів, готування й зберігання продуктів.

Na_2CO_3 (сода) може утворювати стійкий кристалогідрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (кристалічна сода). Безводний Na_2CO_3 – це кальцинована сода. Її використовують у таких галузях промисловості, як миловарна, целюлозно-паперова, текстильна.

K_2CO_3 (поташ) застосовують у виробництві тугоплавкого скла й рідкого мила.

Карбамід $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ (сечовина) застосовують у сільському господарстві як мінеральне добриво, корм жуйних тварин, у виробництві лікарських препаратів.

CaCO_3 – основний компонент мінералів – це вапняк, мармур, крейда.

Кристалічний кремній застосовують в електроніці й електротехніці як напівпровідник.

SiO_2 – вихідна речовина для виробництва скла й кераміки. Кварцеве скло застосовується в медицині для виготовлення кварцових ламп, а чистий кварц – у приладобудуванні. Силікат Натрію та Калію називають стеклами. Стекла – прозорі аморфні сплави, отримані в результаті нагрівання сумішей силікатів. Розрізняють стекла – кварцеве, віконне, пляшкове, тощо. Сполуки Силіцію використовують у виготовленні кераміки.

Германій використовується при виготовленні напівпровідників, детекторів, дозиметричних приладів. Практичне значення мають сполуки германію (стекла на основі GeO_2 та ін.).

Олово застосовують для захисту заліза від корозії та виробництва легкоплавких сплавів.

Свинець застосовують у виготовленні акумуляторів, захисту від радіоактивного випромінювання, та легкоплавних сплавів.

Знаходження в природі. Карбон входить до складу мінералів вапняку, мармуру, крейди CaCO_3 , магнезиту MgCO_3 , доломіту $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. У повітрі міститься карбон (IV) оксид CO_2 . Після Оксигену Силіцій є найрозповсюджений елемент на Землі. У природі перебуває у вигляді SiO_2 і силікатів – солей силікатної (кремнієвої) кислоти H_2SiO_3 . SiO_2 найчастіше зустрічається у вигляді кварцу – гірського кришталю.

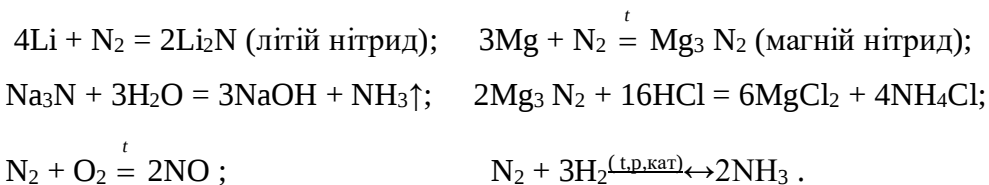
2.5.2. Елементи головної підгрупи V групи періодичної системи елементів (підгрупа Нітрогену)

Головну підгрупу V групи складають р-елементи: Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій і Бісмут. Атоми цих елементів мають п'ять електронів на зовнішньому енергетичному рівні. У ряді N – P – As – Sb – Bi металеві властивості атомів елементів підсилюються. Нітроген і Фосфор – неметали. В Арсену металеві властивості виявлені сильніше, ніж у Фосфору. Неметалеві властивості Стибію виявлені слабше, ніж в Арсену. Бісмут проявляє металічні властивості. Елементи головної підгрупи утворюють прості речовини – неметали і метали. Зі збільшенням заряду ядра збільшується радіус атома в ряді N – P – As – Sb – Bi. Внаслідок цього зменшується електронегативність елементів, тобто зв'язок валентних електронів з ядром у підгрупі зверху вниз слабшає. У цьому ж напрямку посилюються металічні, тобто відповідні властивості. Ступені окиснення Нітрогену: (-3, -2, -1, -0, +1, +2, +3, +4, +5); Фосфору: (-3, 0, +1, +3, +5); Арсену: (-3, 0, +3, +5); Стибію: (-3, 0, +3, +4, +5); Бісмуту: (0, +3). Усі елементи утворюють сполуки з Гідрогеном (загальна формула RH_3), Оксигеном (загальна формула R_2O_3 або R_2O_5) і з металами, у яких ці елементи проявляють с. о. (-3). Фосфор P існує у вигляді трьох алотропних модифікацій, кожна з яких відрізняється від інших своїми властивостями й будовою. Білий фосфор – безбарвна м'яка кристалічна речовина, не розчиняється у воді, але прекрасно розчиняється в ефірах, сірці, вуглеці, бензолі. Отруйний. Білий фосфор має високу хімічну активність. Червоний фосфор – це червоно-фіолетова тверда кристалічна речовина, яку одержують з білого фосфору шляхом тривалого нагрівання без доступу повітря. Він повільно окиснюється на повітрі, не розчиняється у воді й органічних розчинниках. Червоний фосфор не отруйний. Чорний фосфор – полімер, він найменш активний із всіх модифікацій фосфору, характеризується провідністю і металевим блиском. Чорний фосфор - напівпровідник.

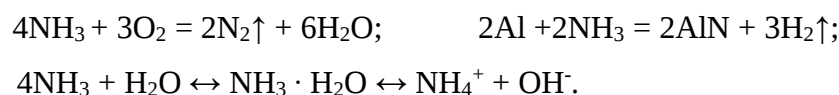
Алотропні модифікації миш'яку. *Сірий* миш'як – крихка кристалічна речовина з металевим блиском. На повітрі покривається тонкою плівкою оксиду. Найстійкіша форма миш'яку. *Жовтий* миш'як – прозора кристалічна речовина, схожа за властивостями на білий фосфор. Під дією світла або температури переходить у сірий миш'як. *Чорний* миш'як – це склоподібно-аморфна модифікація миш'яку, нестійка форма, що при нагріванні переходить у сірий миш'як. *Бурий* миш'як – аморфна речовина буруватого кольору, при температурі $> 270^{\circ}C$ перетворюється на сірий миш'як. Відомі три аморфні форми сурми: вибухова, чорна й жовта. Жовта й чорна – нестійкі, при низьких температурах переходять у звичайну (кристалічну).

*Хімічні властивості елементів головної підгрупи V групи періодичної системи
елементів та їх сполук*

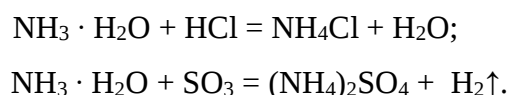
Нітроген. Утворює просту речовину азот (N₂). Азот – безбарвний газ, без запаху, погано розчинний у воді.



Амоніак (NH₃) – безбарвний газ із характерним запахом, добрий розчинник у воді (розчин відомий як аміачна вода або нашатирний спирт). Аміак – сильний відновник, має яскраво виражені відновні властивості:

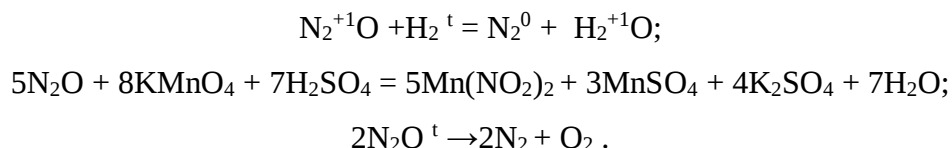


Гідроксид амонію - слабка основа:

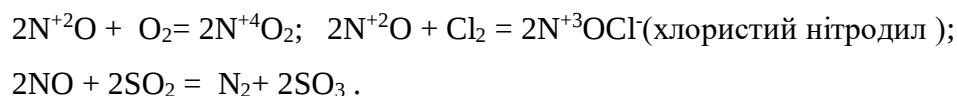


Амоніак – сильна основа: $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

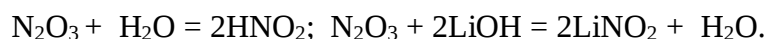
Нітроген (I) оксид (N₂O) – безбарвний газ, погано розчиняється у воді.



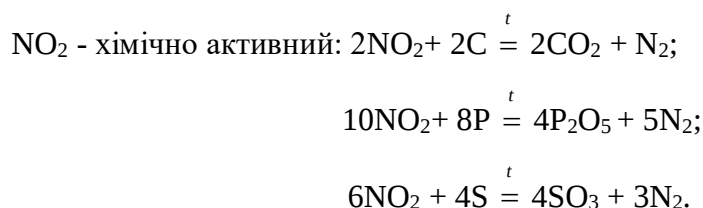
Нітроген (II) оксид (NO) – безбарвний газ, несолетвірний оксид, не взаємодіє з водою.



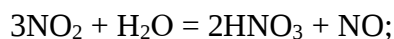
Нітроген (III) оксид (N₂O₃) – блакитна рідина, кислотний оксид:



Нітроген (IV) оксид (NO₂) – бурий газ із різким запахом. Рідкий і твердий NO₂ складається з молекул N₂O₄: $2\text{NO}_2 \xrightleftharpoons{110^\circ\text{C}} \text{N}_2\text{O}_4$

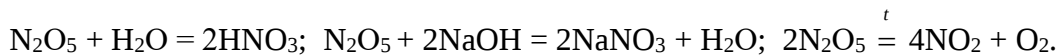


NO_2 - кислотний оксид: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$;

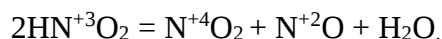


Нітроген (V) оксид (N_2O_5) – тверда кристалічна речовина білого кольору.

Молекула N_2O_5 утворена йонами NO_2^- і NO_3^- . Це кислотний оксид.

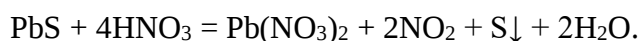
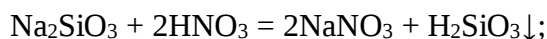
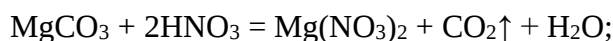
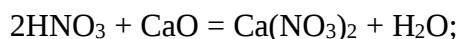
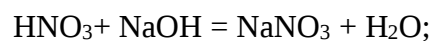


Нітритна кислота (HNO_2) відома лише в розчині. Це слабка кислота, нестійка сполука, вона розкладається з виділенням NO і NO_2 :



Нітратна кислота (HNO_3) – безбарвна рідина, змішується з водою в будь-яких співвідношеннях, належить до найсильніших кислот.

Дисоціація: $\text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$;



Специфічні властивості нітратної кислоти.

1. При нагріванні або на світлі нітратна кислота розкладається:



2. Нітратна кислота – сильний окисник, тому її взаємодія з металами має ряд особливостей. Слід зазначити, що розведена й концентрована нітратна кислота взаємодіє з металами по різному.

Розведена HNO_3 взаємодіє з малоактивними металами (Cu , Bi та ін.) з утворенням нітроген (II) оксиду: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{розб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Метали середньої активності (Li , Fe , Cr та ін.) реагують з розведеною HNO_3 з утворенням нітроген (I) оксиду: $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{розб.})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$.

Взаємодія активних металів (Na , K , Ca) з розведеною HNO_3 протікає з утворенням або вільного азоту, або нітрату амоніаку:

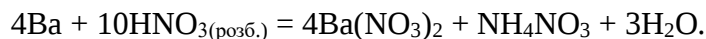


Концентрована HNO_3 реагує з малоактивними металами з утворенням нітроген (IV) оксиду: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Середньої активності метали з концентрованою HNO_3 реагують з утворенням нітроген (II) оксиду: $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Активні метали з концентрованою HNO_3 реагують з утворенням нітроген (I) оксиду: $8\text{Na} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 8\text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$.

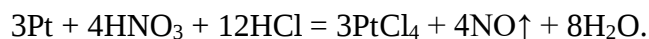
Дуже розведена HNO_3 (3%) з усіма металами відновлюється до амоній нітрату:



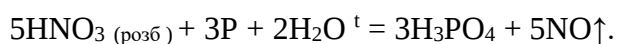
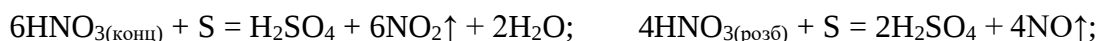
3. Деякі метали з HNO_3 не взаємодіють. Так, Al, Fe, Cr під дією HNO_3 пасивуються, тобто покриваються захисною оксидною плівкою, що захищає метал від подальшої взаємодії. Метали Au, Pt а також Pd і Ti не реагують з HNO_3 , вони розчиняються тільки в царській горілці. Для розчинення металів, які не взаємодіють із HNO_3 , використовують царську горілку (суміш 1 HNO_3 об'єму і 3-4 об'єми HCl).

NOCl – хлористий нітразил, проміжний продукт реакції, що розкладається з утворенням атомарного хлору. $2\text{NOCl} = 2\text{NO} + 2\text{Cl}^\bullet$.

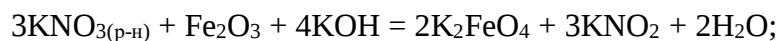
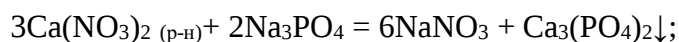
У взаємодію з металами вступає саме атомарний Хлор, тому продуктами реакції є хлориди: $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 3\text{HCl} = \text{AuCl}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;



4. У реакціях з неметалами HNO_3 також проявляє окисні властивості. При цьому Нітроген N^{+5} відновлюється до N^{+2} або N^{+4} , а неметал окиснюється до відповідної кислоти, проявляючи вищий ступінь окиснення:



Солі нітратної кислоти (нітрати) розчинні у воді, прозорі кристали.



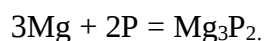
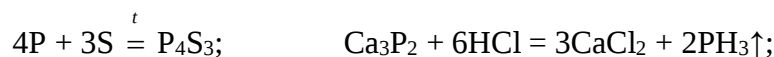
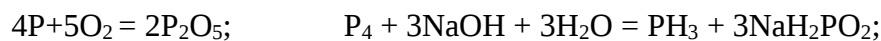
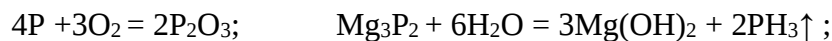
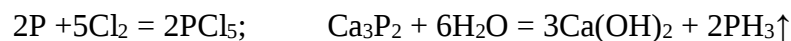
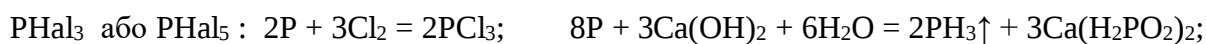
Розкладання нітратів важких металів (від Mg до Cu) відбувається з утворенням оксиду металу. При цьому виділяється NO_2 і O_2 :



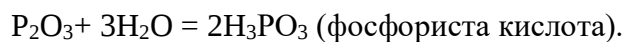
Нітрати малоактивних металів (праворуч від Cu) розкладаються з утворенням відновленого металу, NO_2 та O_2 : $2\text{PtNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Pt} + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow.$

Розклад NH_4NO_3 : $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

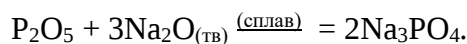
Фосфор – активний неметал, але його активність багато в чому залежить від алотропної модифікації. З галогенами фосфор утворює галогеніди загальної формули PNaI_3 або PNaI_5 :



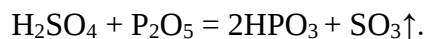
Фосфор (III) оксид (P_2O_3) – біла воскоподібна маса, добре розчинний в органічних розчинниках, у воді розчиняється повільно. Це кислотний оксид, отруйний.



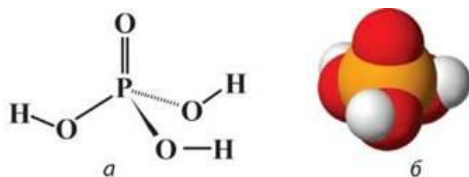
Фосфор (V) оксид (P_2O_5) – біла кристалічна речовина, кислотний оксид, гігроскопічний взаємодіє з водою, утворює три кислоти: метафосфорну HPO_3 ; пірофосфорну $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ і ортофосфорну H_3PO_4 .



P_2O_5 реагує з кислотами з утворенням відповідних ангідридів:



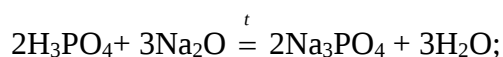
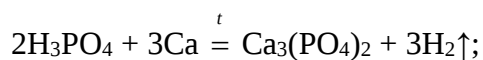
Ортофосфорна кислота (H_3PO_4) – безбарвна кристалічна речовина

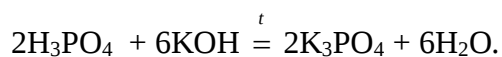
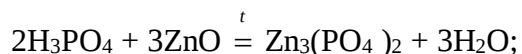


Кислота слабкої сили, у водному розчині дисоціює поступово:



H_3PO_4 не проявляє окисних властивостей:





Арсен As (миш'як) – тверда кристалічна речовина сіросталевого кольору.

1. При нагріванні горить із утворенням оксиду: $4\text{As} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{400^\circ\text{C}} 2\text{As}_2\text{O}_3$.

2. Вступає в реакції з галогенами: $2\text{As} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AsCl}_3$.

3. При нагріванні вступає в реакцію з сульфуром: $2\text{As} + 3\text{S} = \text{As}_2\text{S}_3$.

Стибій Sb (Сурма). Сурма – сріблясто-білий метал із синюватим відтінком.

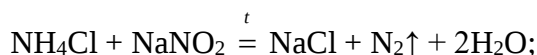
У хімічному відношенні сурма малоактивна: $2\text{Sb} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{SbCl}_3$; $2\text{Sb} + 3\text{S} = \text{Sb}_2\text{S}_3$.

Бісмут Ві (вісмут) - сріблясто-сірий метал з рожевим відтінком. У вологому повітрі спостерігається окиснення вісмуту. При високій температурі ($> 1000^\circ\text{C}$) горить із утворенням оксиду Bi_2O_3 . Розчиняється в концентрованих нітратній і сульфатній кислотах з виділенням сульфур (IV) оксиду.

Одержання. Азот. Промисловий метод – ректифікація (перегонка) рідкого повітря. Азот кипить при нижчих температурах, ніж кисень, що дозволяє відігнати його, а кисень при цьому залишається в рідкому стані.

Лабораторні методи – термічний розклад нітрогеновмісних сполук (найчастіше амоній нітрату): $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;

- нагрівання суміші амоній хлориду й солей нітратної кислоти:



- розклад амоніаку: $2\text{Cu} + 2\text{NH}_3 = 3\text{Cu} + \text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.

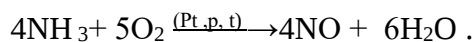
Амоніак. Промисловий метод – процес Габера: $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})}$.

Лабораторний метод – дія лугів на солі амонію:

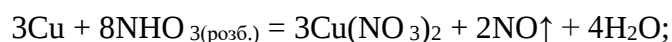


Нітроген (I) оксид: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{250^\circ\text{C}} \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Нітроген (II) оксид. Промисловий метод – каталітичне окиснення амоніаку:

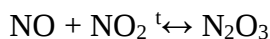


Лабораторні методи:

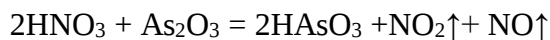


Нітроген (III) оксид.

1. N_2O_3 одержують охолодженням суміші NO і NO_2 :

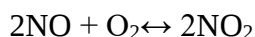


2. Охолодження газів, що виділяються під час реакції:



Розчин 50% нітратної кислоти додають по краплях.

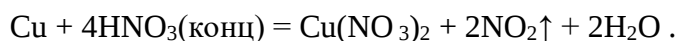
Нітроген (IV) оксид. Промисловий метод - окиснення нітроген (II) оксиду:



Лабораторні методи - термічний розклад $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$:

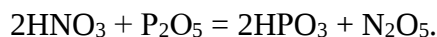


Взаємодія Купруму з HNO_3 (конц):

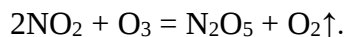


Нітроген (V) оксид:

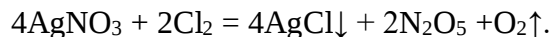
1. Обережна дегідратація HNO_3 :



2. Окиснення Озоном NO_2 :



3. Пропускання сухого хлору над сухим AgNO_3 :



Нітратна кислота.

I. Аміачний спосіб базується на каталітичному окисненні амоніаку. Цей процес включає кілька стадій.

1. Окиснення аміаку: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}.$

2. Окиснення Нітроген (II) оксиду: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2.$

3. Розчинення NO_2 у воді: $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3.$

В результаті одержують 60 – 62 % розчин кислоти.

II. Дуговий спосіб включає такі стадії:

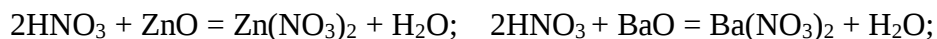
1. Окиснення азоту повітря: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}.$

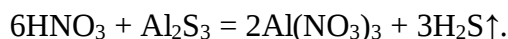
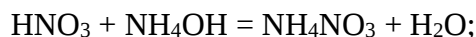
2. Окиснення NO : $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2.$

3. Розчинення NO_2 : $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$

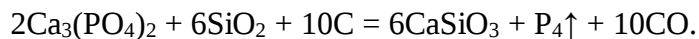
III. Витісний спосіб – одержання HNO_3 шляхом витіснення її із солей більш сильною кислотою: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3.$

Солі HNO_3 (нітрати):



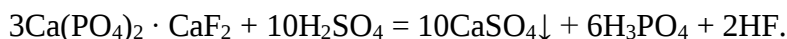
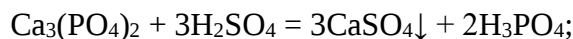


Фосфор. Основний промисловий спосіб одержання фосфору – відновлення його з кальцій фосфору, що, в свою чергу, одержують із фосфоритів і фторапатитів. Як відновник використовують карбон (кокс).



Фосфор (III) і Фосфор (V) оксиди одержують горінням фосфору в кисні. Якщо спостерігається нестача кисню, то утворюється фосфор (III) оксид, а при надлишку кисню фосфор (V) оксид: $4\text{P} + 3\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_3$; $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$.

Ортофосфорна кислота. Існує два основні способи одержання ортофосфорної кислоти: гідролітичний та піролітичний. Сировиною для гідролітичного способу слугують фосфорити або апатити:



Піролітичний спосіб полягає у спалюванні фосфору й розчиненні у воді отриманого фосфор оксиду. Лабораторний метод одержання H_3PO_4 – окиснення фосфору дією HNO_3 :



Арсен одержують відновленням вугілля та нагріванням миш'якового колчедану.

Одержують сурму пірометалургійною й гідрометалургійною переробкою концентратів або руди, що містить цей метал.

Бісмут є побічним продуктом вогневого рафінування свинцю.

Застосування. Вільний азот застосовується в основному для створення інертного середовища в електролампах, глибокого охолодження (рідкий азот) і виробництва реактивів. Основний напрямок використання азоту – виробництво амоніаку. Амоніак застосовують для одержання нітратної кислоти, соди, сечовини, азотних добрив, холодоагент у холодильних установках, в медицині (10% розчин амоніаку).

Нітроген (I) оксид – як інгаляційний наркоз у суміші з киснем.

Нітроген (II) оксид – для отримання нітратної кислоти.

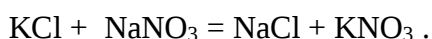
Нітроген (III) оксид – використовується тільки у виробництві H_2SO_4 нітрозним способом.

HNO_3 застосовується для виробництва азотних добрив, органічних барвників, лікарських препаратів, штучних волокон, тощо.

Найширше застосовуються нітрати натрію, калію, кальцію й амонію.

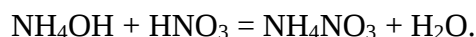
Натрій нітрат NaNO_3 - натрієва або чилійська селітра. Застосовується для одержання нітратної димлячої кислоти, є азотним добривом.

Калій нітрат KNO_3 - калійна або індійська селітра. Її одержують:



Кальцій нітрат $(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)$ – кальцієва селітра, застосовується як добриво.

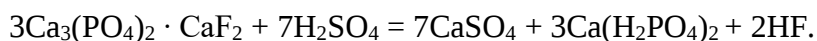
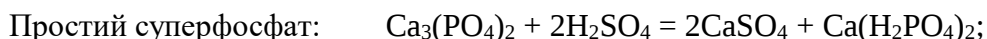
Амоній нітрат NH_4NO_3 - амонійна селітра (сечовина):



Амоній нітрат використовується як азотне добриво з високим відсотком азоту, який засвоюється рослинами.

Фосфор використовують для одержання напівпровідників (CaP , ZnP). Він входить до деяких сплавів, наприклад, олов'янистих брогу. Велике значення у господарстві мають фосфоровмісні мінеральні добрива, фосфорорганічні препарати, дія яких спрямована на знищення комах – шкідників. Основною галуззю застосування фосфору (III) оксиду – є одержання фосфористої кислоти. Фосфор (V) оксид застосовують для осушення газів, а також як вихідний реагент при виробництві фосфорних кислот.

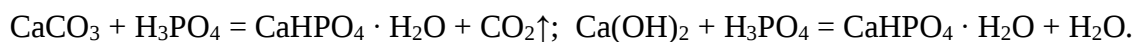
H_3PO_4 застосовується для виробництва мінеральних добрив – солей ортофосфорної кислоти.



Якщо фосфорит обробити ортофосфорною кислотою, то вийде подвійний суперфосфат:



Багатий на фосфор преципітат ($\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) отримують:



Амофоси (поліфосфати амонію) – комплексні азотно-фосфорні добрива:



Серед комбінованих фосфоровмісних добрив найважливішими є:

амофоска (NH_4^+ , P, K), азофоска (N, P, K), нітроамофоска (N, P, K).

Миш'як додають у свинець при виробництві дроби, як заміник сурми використовуються в друкарстві, сполуки миш'яку використовуються в медицині.

Сурми використовують у вигляді сплавів з оловом, свинцем для акумуляторних пластин, при виготовленні підшипників, кабелів, у типографській справі, при виготовленні напівпровідникових матеріалів та медицині.

Стибій у сполуках з Телуром використовується для термоелектрогенераторів; при виготовленні скла й кераміки, як антисептичний, протизапальний засіб.

Знаходження в природі. Кількість азоту на Землі становить 0,03 ат %. В основному перебуває в атмосфері у вигляді простої речовини, а також входить до складу мінералів NaNO_3 (чилійська селітра) і KNO_3 (індійська селітра). Азот входить до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Він є невід'ємним компонентом білків і нуклеї-

нових кислот, а також відіграє величезну роль в енергетичних процесах організму. Розклад білка організмів мертвих тварин і рослин (гниття) супроводжується перетворенням азоту, що міститься в ньому, на амоніак і сполуки амонію. Гнильні (нітрофікуючі) бактерії окислюють їх до NO_3^- . А також частина азоту виділяється у вільному стані в атмосферу. Інший шлях проникнення вільного азоту в атмосферу – горіння органічних сполук, вугілля, дров, торфу, а також життєдіяльність анаеробних бактерій.

Слід зазначити, що рослини засвоюють тільки зв'язаний азот, тобто той, що входить до складу Оксиген – або Гідрогеновмісних сполук (NH_4^+ , NO_3^- , NH_3). Таким чином, вільний азот є для них недоступним.

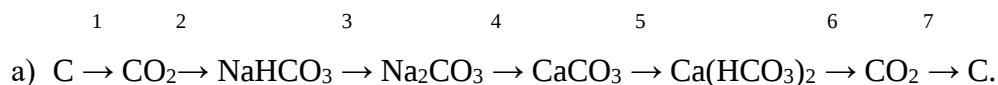
Брак азоту в ґрунті поповнюється завдяки різним природним процесам. Серед них основну роль відіграє утворення нітроген оксидів під час електричних розрядів в атмосфері (з'єднуючись із водою, ці оксиди дають HNO_3 , що у ґрунті перетворюється на легкозасвоювані нітрати), а також у процесі життєдіяльності нітробактерій, здатних зв'язувати атмосферний азот.

Миш'як входить до складу таких мінералів, як миш'яковий колчедан FeAsS , аурипігмент As_2S_3 , реальгар As_4S_4 . Сурма і вісмут зустрічаються переважно у вигляді сульфідів: Sb_2S_3 антимоніт (сурм'яний блиск), Bi_2S_3 - вісмутин (вісмутовий блиск).

Сполуки Арсену та Стибію – отруйні. У невеликих кількостях вони мають антисептичну дію.

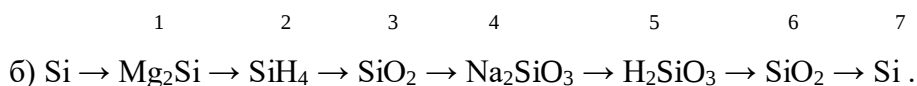
2.5.3. Приклади розв'язків завдань

Приклад 1. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



Розв'язок.

1. $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{CO}_2 \uparrow$;
2. $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$;
3. $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH}$;
5. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
6. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
7. $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}_2 \uparrow$.



Розв'язок.

1. $\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si}$;
2. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SiH}_4$;
3. $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
4. $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
5. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaHCO}_3$;
6. $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$;
7. $\text{SiO}_2 + \text{C} = \text{Si} + \text{CO}_2 \uparrow$.

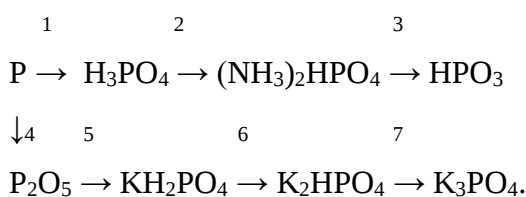
Приклад 2. За допомогою яких реакцій можна здійснити перетворення:



Розв'язок.

1. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{NO}$;
2. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$;
3. $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$;
4. $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$;
5. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
6. $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
7. $3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}_3\text{N}_2$;
8. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$.

Приклад 3. Як здійснити перетворення:



Розв'язок.

1. $P + 5HNO_3 = H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O$;
2. $H_3PO_4 + 2NH_3 = (NH_4)_2HPO_4$;
3. $(NH_4)_2HPO_4 \xrightarrow{t} 2NH_3 + HPO_3 + H_2O$;
4. $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$;
5. $P_2O_5 + 2KOH + H_2O = 2KH_2PO_4$;
6. $KH_2PO_4 + KOH = K_2HPO_4 + H_2O$;
7. $K_2HPO_4 + KOH = K_3PO_4 + H_2O$.

Приклад 4. У водному розчині поташу містяться такі йони:

- А. Na^+ , CO_3^{2-} ; Б. K^+ , CO_3^{2-} ; В. Na^+ , CO_3^{2-} , HCO_3^- ; Г. K^+ , OH^- , CO_3^{2-} , HCO_3^- ;
Д. K^+ , H^+ , CO_3^{2-} , HCO_3^- .

Розв'язок. Необхідно врахувати утворення йонів за рахунок усіх рівноважних процесів, що відбуваються у цьому розчині, а саме – електролітичну дисоціацію солі та її гідроліз за аніоном: $K_2CO_3 \leftrightarrow 2K^+ + CO_3^{2-}$; $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$.

Приклад 5. Відношення мас Силіцію і Карбону в карбіді силіцію дорівнює 7:3. Виведіть молекулярну формулу цієї речовини.

- А. C_3Si ; Б. Si_2C ; В. SiC ; Г. SiC_2 ; Д. Si_2C_3 .

Розв'язок. Нехай маса силіцій карбіду Si_xC_y становить 100 г, тоді за умовою $m(Si) = 70$ г, а $m(C) = 30$ г. Знаходимо співвідношення елементів у сполуці, поділивши маси елементів на їх атомні маси: $x:y = (70:28) : (30:12) = 2,5:2,5 = 1:1$. Отже, формула силіцій карбіду SiC .

Приклад 6. Укажіть відносну густину за воднем газової суміші, утвореної внаслідок повного термічного розкладання нітроген (IV) оксиду.

- А. 9,55; Б. 12,46; В. 15,33; Г. 13,72; Д. 10,63.

Розв'язок. В. Термічне розкладання нітроген (IV) оксиду відбувається за рівнянням $2NO_2 \xrightarrow{t} 2NO + O_2$. З нього видно, що з двох об'ємів NO_2 утворюється 2V NO і V O_2 , що становить:

$$3V \text{ суміші} - 100 \text{ см}^3$$

$$1V \text{ суміші} - x;$$

$$x = 33,33 \text{ см}^3$$

Отже, об'ємна частка кисню в утвореній суміші дорівнює 33,33 см^3 , а $NO = 66,66\%$.

Молярну масу суміші знаходимо за формулою:

$$M_c = (M_1\varphi_1 + M_2\varphi_2) / 100 = (30 \cdot 66,6 + 32 \cdot 33,33) / 100 = 30,66 \text{ г/моль.}$$

$$D_c = M_c / 2 = 30,66 / 2 = 15,33.$$

Приклад 7. Напишіть рівняння реакції горіння фосфору, укажіть продукти цієї реакції.

- А. Ортофосфатна кислота; Б. Оксид фосфору (III) і вода; В. Оксид фосфору (V);

Г. Метафосфатна кислота; Д. Дифосфатна кислота.

Розв'язок. А. Фосфін – це сполука фосфору з Гідроеном, яка горить у повітрі за рівнянням: $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$. При охолодженні випари води перетворюються на рідину і сполучаються з фосфорним ангідридом, утворюючи ортофосфатну кислоту H_3PO_4 , оскільки співвідношення продуктів горіння становить 1:3, що відповідає коефіцієнтам у рівнянні реакції: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$. Отже, рівняння реакції горіння фосфіну можна записати так: $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4$.

Приклад 8. Під час нагрівання ортофосфатна кислота втрачає 9,2% маси внаслідок виділення води. Виведіть формулу кислоти, яка утвориться, і вкажіть її молярну масу (г /моль): А. 70; Б. 98; В. 116; Г. 134; Д. 178.

Розв'язок. Д. Записуємо рівняння реакції, що відбувається при нагріванні ортофосфатної кислоти: $2\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t} \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 \xrightarrow{t} \text{HPO}_3$. $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г /моль}$

100 г H_3PO_4 — 9,2 г H_2O

2·98 г — x x = 18,03 г.

За законом збереження маси речовини маємо: $2 \cdot 98 = y + 18$; $y = 196 - 18$; $y = 178 \text{ г}$.

Такій масі відповідає маса 1 моль дифосфатної кислоти $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

2.5.4. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ:

“ЕЛЕМЕНТИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП IV-V ГРУП ПСЕ”

I. Завдання на аудиторну самостійну роботу

- Останній енергетичний рівень атомів елементів V групи головної підгрупи має конфігурацію:
 - $ns^2 np^3$;
 - $ns^2 np^4$;
 - $ns^2 np^6$.
- Ступінь окиснення Нітрогену дорівнює – 3 у сполуці:
 - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 - NO_2 ;
 - $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$;
 - NH_4Cl ;
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

3. Останній енергетичний рівень атома Нітрогену має конфігурацію:
а) $2s^2 2p^3$; б) $3s^2 3p^3$; в) $2s^2 2p^5$.
4. Агрегатний стан азоту за нормальних умов:
а) твердий; б) рідкий; в) газуватий.
5. Хімічну реакцію між азотом і воднем за температури 500°C , тиску 810,6 кПа (800 атм) і наявності каталізатора використовують для отримання:
а) амоніаку; б) нітритної кислоти; в) хлоридної кислоти.
6. У холодильних установках для отримання штучного льоду використовують:
а) нітратну кислоту; б) нітроген (IV) оксид; в) амоніак.
7. Концентрована нітратна кислота за нормальних умов реагує з:
а) натрій гідроксидом; б) міддю; в) плюмбум сульфатом; г) залізом.
8. Промисловим способом добування азоту є:
а) розкладання нітриту амонію за слабого нагрівання;
б) фракційна перегонка скрапленого повітря;
в) пропускання повітря над купрум (II) оксидом.
9. Азот за кімнатної температури реагує тільки з металом:
а) алюмінієм; б) літієм; в) магнієм.
10. Найвищий ступінь окиснення атома Нітрогену дорівнює:
а) -5 ; б) $+5$; в) $+8$.
11. Атом Нітрогену входить до складу:
а) нітратів; б) карбонатів; в) сульфатів.
12. У реакції $\text{NH}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{N}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ амоніак виявляє властивості:
а) окисні; б) відновні; в) кислотні.
13. Нітроген як життєво необхідний елемент входить до складу:
а) жирів; б) вуглеводів; в) білків.
14. Нітроген належить до родини елементів: а) s; б) p; в) d.
15. У природі Нітроген трапляється:
а) в повітрі у вигляді простої речовини;
б) у складі натрій хлориду;
в) у складі сульфатної кислоти.
16. При взаємодії концентрованого і розбавленого розчинів нітратної кислоти з металами за жодних умов не виділяється така речовина, як:
а) водень; б) нітроген (II) оксид; в) нітроген (IV) оксид.

17. Азот у лабораторії можна отримати внаслідок:
- а) розкладання амоній нітриту;
 - б) окиснення амоній сульфату нітратною кислотою;
 - в) обережного нагрівання суміші порошку калій нітрату і залізних ошурок.
18. Концентрована нітратна кислота реагує з утворенням NO з речовинами:
- а) міддю; б) натрієм; в) сріблом; г) барій гідроксидом; д) кальцієм.
19. Концентрована нітратна кислота реагує з утворенням NO₂ з речовинами:
- а) міддю; б) цинк оксидом; в) сріблом;
 - г) барій гідроксидом; д) купрум сульфатом.
20. Для отримання нітроген (IV) оксиду можна використати пари речовин:
- а) NO, O₂; б) Cu, HNO₃; в) NH₃, O₂; г) Zn, HNO₃; д) N₂, O₂.
21. Визначте хімічну формулу сполуки, що містить 27,06 % Na, 16,47 % N, 57,47 % O.
22. Обчисліть масу 5,6 л нітроген (IV) оксиду за нормальних умов.
23. У пробірці є суміш FeCl₃, AlCl₃, MgCl₂, NH₄Cl. Як вилучити з цієї суміші амоній хлорид?
24. Напишіть рівняння реакцій розкладання таких солей: NH₄NO₂, NH₄NO₃, NH₄Cl, (NH₄)₂CO₃.
25. Яку масу фосфору можна отримати з 31 г кальцій фосфату за електротермічного відновлення, якщо вихід останнього становить 95 %?
26. Яка маса кальцій фосфату, що містить 30 % домішок, потрібна для добування 6,2 г фосфору?
27. Над каталізатором пропустили 89,6 л суміші азоту та водню. Після закінчення реакції суміш мала об'єм 67,2 л. Отриманий амоніак розчинили у 100,88 мл 12%-го розчину амоніаку (ρ = 0,95 г/мл). Визначте концентрацію розчину, що утворився при цьому.
28. Які об'єми азоту та водню (н. у.) потрібні для отримання 17 т амоніаку?
29. Методом електронного балансу розставте коефіцієнти у рівняннях реакцій:
- $$\text{P} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$
- $$\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$
- $$\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{розб.})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$$
- $$\text{S} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{N}_2; \text{P} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{N}_2; \text{C} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{N}_2.$$
30. Визначте масові частки Фосфору у простому суперфосфаті, подвійному суперфосфаті, преципітаті.

31. Яка сіль утвориться, якщо 4,48 л амоніаку (н. у.) пропустити крізь 230 г розчину амоній дигідрогенфосфату з масовою часткою солі 10%. Яка її маса?
32. Яку масу фосфатної кислоти (масова частка 65%) можна отримати з кальцій фосфату масою 10 т, якщо масова частка практичного виходу становить 92%?
33. Молекулярний азот:
- а) при нормальних умовах не реагує з киснем;
 - б) під дією електричного заряду реагує з киснем з утворенням нітроген (II) оксиду (NO);
 - в) під дією електричного заряду реагує з деякими металами з утворенням нітридів;
 - г) справедливі усі наведені твердження.
34. В лабораторних умовах карбон (IV) оксид одержують:
- а) термічним розкладом CaCO_3 ;
 - б) дією кислот на крейду або мармур;
 - в) спалюванням карбоновмісних речовин;
 - г) з повітря.
35. В молекулі азоту хімічний зв'язок:
- а) ковалентний подвійний;
 - б) ковалентний потрійний;
 - в) йонний;
 - г) частково ковалентний.
36. Вкажіть алотропні видозміни карбону:
- а) графіт;
 - б) аморфний карбон;
 - в) алмаз;
 - г) карбін;
 - д) сажа.
37. Серед наведених електронних формул елементів головної підгрупи IV групи вкажіть електронну формулу Карбону:
- а) $\dots 2s^2 2p^2$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^2$;
 - в) $\dots 4s^2 4p^2$;
 - г) $\dots 5s^2 5p^2$.
38. Яку кристалічну ґратку мають алотропні видозміни карбону – алмаз і графіт?
- а) йонну;

- б) атомну;
 - в) молекулярну;
 - г) металічну.
39. У якому стані вуглець проявляє найкращу адсорбційну здатність?
- а) графіт;
 - б) кам'яне вугілля;
 - в) деревне вугілля;
 - г) сажа.
40. У сполуках з якими елементами Карбон електропозитивний?
- а) хлор;
 - б) магній;
 - в) алюміній;
 - г) кисень;
 - д) кальцій.
41. У яких сполуках Карбон має позитивний ступінь окиснення?
- а) CH_4 ; б) CaC_2 ; в) CO ; г) CO_2 ; д) MgC_2 .
42. Вкажіть сполуки, в яких Карбон електронегативний:
- а) CF_4 ;
 - б) BeC_2 ;
 - в) CO_2 ;
 - г) Al_4C_3 ;
 - д) CaC_2 .
43. Вкажіть несполетворні оксиди:
- а) NO ;
 - б) CO_2 ;
 - в) SiO_2 ;
 - г) CO ;
 - д) N_2O_5 .
44. Які солі карбонатної кислоти практично нерозчинні у воді?
- а) натрій гідрокарбонат;
 - б) аргентум (І) карбонат;
 - в) калій карбонат;
 - г) амоній карбонат;

д) кальцій карбонат.

45. Одну з солей карбонатної кислоти називають «кальцинованою содою». Вкажіть її формулу:

а) NaHCO_3 ;

б) CaCO_3 ;

в) Na_2CO_3 ;

г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

46. У природі зустрічаються такі найважливіші карбонати:

а) MgCO_3 ;

б) $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$;

в) Na_2CO_3 ;

г) K_2CO_3 ;

д) CaCO_3 .

Якому складу відповідає доломіт?

47. Одну із солей карбонатної кислоти застосовують під назвою «питна сода». Вкажіть її склад:

а) Na_2CO_3 ;

б) NaHCO_3 ;

в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

г) CaCO_3 .

48. Серед наведених електронних формул вкажіть електронну формулу Силіцію:

а) $\dots 3s^2 3p^2$;

б) $\dots 2s^2 2p^2$;

в) $\dots 3d^2 4s^2$;

г) $\dots 4s^2 4p^2$.

49. У яких сполуках Силіцій проявляє негативний ступінь окиснення?

а) Mg_2Si ;

б) SiH_4 ;

в) SiO_2 ;

г) SiF_4 ;

д) K_2SiO_3 .

50. Серед наведених формул гідрогенвмісних сполук вкажіть формули гідридів:

а) SiH_4 ;

- б) NaN ;
- в) HF ;
- г) PH_3 ;
- д) CaH_2 .

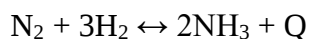
51. Аміачну селітру NH_4NO_3 у промисловості одержують в результаті реакції:

- а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
- б) $\text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} \leftrightarrow \text{KCl} + \text{NH}_4\text{NO}_3$;
- в) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \leftrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$.

52. У лабораторних умовах амоніак одержують:

- а) із повітря;
- б) взаємодією водню та азоту;
- в) розкладом амоній хлориду;
- г) у результаті реакції амоній хлориду та лугу.

53. Для зміщення хімічної рівноваги зворотної реакції



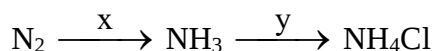
в сторону утворення NH_3 необхідно:

- а) підвищити температуру та тиск;
- б) понизити температуру та тиск;
- в) підвищити тиск та знизити температуру;
- г) знизити тиск і підвищити температуру.

54. Амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ одержують взаємодією:

- а) NH_3 та SO_3 ;
- б) NH_3 та H_2SO_4 ;
- в) NH_4OH та H_2SO_4 ;
- г) NH_4OH та SO_3 .

55. У запропонованій схемі перетворень хімічних сполук



на місцях x та y слід записати:

- а) H_2O та HCl ;
- б) H_2 та NaCl ;
- в) H_2 та HCl ;
- г) H_2O та NaCl .

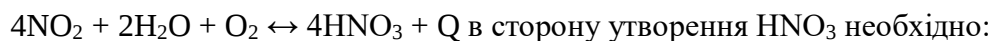
56. У запропонованій схемі перетворень хімічних сполук



на місцях x та y слід записати:

- а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ та H_2O ;
- б) NH_3 та $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ та $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- г) NH_3 та H_2O .

57. Для зміщення хімічної рівноваги оборотної реакції

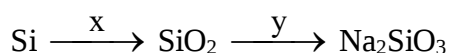


- а) підвищити температуру та тиск;
- б) понизити температуру та тиск;
- в) підвищити тиск і понизити температуру;
- г) понизити тиск і підвищити температуру.

58. Солі амонію одержують:

- а) взаємодією амоніаку або амоніачної води з кислотами;
- б) взаємодією амоніаку або амоніачної води з кислотними оксидами;
- в) взаємодією амоніаку або амоніачної води з основними оксидами;
- г) взаємодією оксидів нітрогену і води.

59. У запропонованій схемі перетворень хімічних сполук



на місцях x та y слід записати:

- а) KClO_4 та Na_2SiO_3 ;
- б) H_2O_2 та NaCl ;
- в) KMnO_4 та NaH_2PO_4 ;
- г) O_2 та Na_2CO_3 .

60. Хімічний зв'язок у N_2O_5 :

- а) ковалентний полярний;
- б) ковалентний неполярний;
- в) йонний;
- г) металічний.

61. Амоній дигідрофосфат $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ є:

- а) простим добривом;

- б) комбінованим добривом, оскільки у його склад входять елементи N, H, P та O;
в) комбінованим добривом, оскільки в його склад входять елементи N та P;
г) комбінованим добривом, оскільки в його склад входять йони NH_4^+ та PO_4^{3-} .
62. При нагріванні і під дією світла нітратна кислота розкладається, що можна описати рівнянням $4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4x + y$, де на місцях x та y слід записати:
- а) NO та H_2O_2 ;
б) NO_2 та H_2O_2 ;
в) NO_2 та O_2 ;
г) NO та O_2 .
63. У запропонованій схемі хімічних перетворень
- $$\text{NaNO}_3 \xrightarrow{x} \text{HNO}_3 \xrightarrow{y} \text{NO}$$
- на місцях x та y слід записати:
- а) H_2O та Fe;
б) H_2O_2 та Cu;
в) H_2SO_4 та Cu;
г) H_2SO_4 та Cl_2 .
64. Вкажіть сполуки, в яких Нітроген має негативний ступінь окиснення:
- а) нітроген (IV) оксид;
б) амоніак;
в) кальцій нітрид;
г) натрій нітрид;
д) нітроген (V) оксид.
65. Яку кристалічну ґратку мають гідрогенвмісні сполуки елементів-неметалів V групи?
- а) йонну;
б) атомну;
в) молекулярну;
г) металічну.
66. Які з оксидів Нітрогену належать до несолетворних?
- а) нітроген (V) оксид;
б) нітроген (IV) оксид;
в) нітроген (I) оксид;
г) нітроген (III) оксид;
д) нітроген (II) оксид.

67. Який з оксидів Нітрогену за звичайних умов – тверда речовина?

- а) N_2O ;
- б) NO ;
- в) NO_2 ;
- г) N_2O_5 .

68. Який з наведених оксидів Нітрогену забарвлений?

- а) N_2O ;
- б) NO ;
- в) NO_2 ;
- г) N_2O_5 .

69. Які речовини утворюються в результаті взаємодії нітроген (IV) оксиду з водою?

- а) HNO_3 та NO ;
- б) HNO_2 та NO ;
- в) HNO_2 та HNO_3 ;
- г) NH_3 та NO .

70. Які з перелічених металів за звичайних умов не взаємодіють з концентрованою нітратною кислотою?

- а) Cu ;
- б) Na ;
- в) Al ;
- г) Au ;
- д) Cr .

71. На які метали і сплави не діє концентрована нітратна кислота?

- а) Калій;
- б) Срібло;
- в) Сталь;
- г) Платина;
- д) Магній.

72. Вкажіть нітрогенвмісну сполуку, відому у природі під назвою «чілійська селітра»:

- а) KNO_2 ;
- б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
- в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- г) NaNO_3 .

73. До якого ступеня окиснення відновлюватиметься Нітроген, якщо внаслідок взаємодії нітратної кислоти з металами утворюється амоніак або амоній нітрат?
- а) 0;
 - б) +3;
 - в) +1;
 - г) -3.
74. При взаємодії якого металу з нітратною кислотою утворюється амоніак або амоній нітрат?
- а) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$;
 - б) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 (\text{розв.}) \rightarrow$;
 - в) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{розв.}) \rightarrow$;
 - г) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{розв.}) \rightarrow$;
 - д) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$.
75. У якій реакції метал взаємодіє з концентрованою нітратною кислотою?
- а) $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - в) $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
76. Для якої реакції взято розведену нітратну кислоту?
- а) $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SnO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2$;
 - б) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$;
 - в) $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - д) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$.
77. Які солі нітратної кислоти не гідролізуються?
- а) калій нітрат;
 - б) амоній нітрат;
 - в) купрум (II) нітрат;
 - г) натрій нітрат;
 - д) аргентум (I) нітрат.
78. Розчини яких солей внаслідок гідролізу мають кисле середовище?
- а) кальцій нітрат;
 - б) алюміній нітрат;

- в) цинк нітрат;
- г) натрій нітрат;
- д) натрій нітрит.

79. Які солі в хімічних реакціях залежно від умов можуть бути або окисником, або відновником?

- а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
- б) NH_4Cl ;
- в) NaNO_2 ;
- г) KNO_2 ;
- д) KNO_3 .

80. У запропонованій схемі перетворень



- а) O_2 та H_2O ;
- б) O_3 та H_2O_2 ;
- в) H_2O_2 та H_2O ;
- г) H_2O та K_2PO_4 .

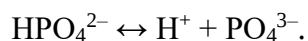
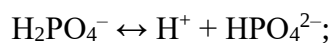
81. Карбамід $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ одержують взаємодією:

- а) $\text{NH}_3 + \text{CO}$;
- б) $\text{NH}_3 + \text{CO}_2$;
- в) $\text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$;
- г) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{Na}_2\text{CO}_3$.

82. У реакції P_2O_5 з водою утворюється:

- а) метафосфорна кислота HPO_3 ;
- б) ортофосфорна кислота H_3PO_4 ;
- в) метафосфорна кислота при низькій температурі і ортофосфорна кислота при високій температурі;
- г) ортофосфорна кислота при низькій температурі і метафосфорна кислота при високій температурі.

83. Дисоціація ортофосфорної кислоти описується рівняннями:



Тут:

- а) найлегше проходить дисоціація за першою ступінню;
 - б) найлегше проходить дисоціація за третьою ступінню;
 - в) найлегше проходить дисоціація за першою, а найважче – за третьою ступенями.
84. При пропусканні амоніаку через розчин ортофосфорної кислоти H_3PO_4 , якщо кислота взята у надлишку, утворюється сіль:
- а) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$;
 - б) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$;
 - в) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;
 - г) реакція не відбудеться.
85. У рівнянні реакції
- $$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow x + y + 3\text{H}_2\text{O}$$
- на місцях x та y слід записати:
- а) $2\text{Na}_2\text{HPO}_4$ та 3CO_2 ;
 - б) $3\text{Na}_3\text{PO}_4$ та 3CO_2 ;
 - в) NaH_2PO_4 та 2CO_2 ;
 - г) Na_3PO_4 та 4CO_2 .
86. При переході від Нітрогену до Фосфору, Арсену та Вісмуту неметалічні властивості:
- а) спадають;
 - б) не змінюються;
 - в) зростають;
 - г) спочатку зростають, а потім спадають.
87. При переході від Нітрогену до Фосфору, Арсену та Вісмуту металічні властивості елементу:
- а) спадають;
 - б) не змінюються;
 - в) зростають;
 - г) спочатку зростають, а потім спадають.
88. Вкажіть електронну формулу атома Фосфору:
- а) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^3$;
 - б) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^2$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4$.
89. Яку кристалічну решітку має білий фосфор?

- а) молекулярну;
- б) йонну;
- в) атомну;
- г) металічну.

90. Вкажіть елементи, відносно яких фосфор електронегативний:

- а) сульфур;
- б) хлор;
- в) бор;
- г) калій;
- д) гідроген.

91. Відносно яких елементів фосфор електропозитивний?

- а) натрій;
- б) кисень;
- в) флуор;
- г) гідроген;
- д) силіцій.

92. У яких сполуках фосфор електронегативний?

- а) K_3P ;
- б) H_3PO_4 ;
- в) P_2O_5 ;
- г) PH_3 ;
- д) P_2O_3 .

93. Вкажіть речовини, в молекулах яких є йонний зв'язок:

- а) кальцій фосфід;
- б) фосфін;
- в) фосфор (V) оксид;
- г) магній фосфід.

94. Вкажіть формули дигідрофосфатів:

- а) Na_3PO_4 ;
- б) K_2HPO_4 ;
- в) $CaHPO_4$;
- г) $Ca(H_2PO_4)_2$;
- д) NaH_2PO_4 .

95. Вкажіть формули фосфатів:

- а) Ag_3PO_4 ;
- б) AlPO_4 ;
- в) MgHPO_4 ;
- г) $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$;
- д) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$.

96. У якому стані переважно зустрічається фосфор у природі?

- а) у вільному;
- б) у вигляді фосфатів;
- в) у вигляді гідрофосфатів;
- г) у вигляді дигідрофосфатів.

97. Як змінюються властивості елементів головної підгрупи V групи із зростанням порядкового номера елементу?

- а) посилюються металічні властивості;
- б) посилюються неметалічні властивості;
- в) властивості елементів істотно не змінюються;
- г) властивості неметалів не змінюються.

98. Як змінюється електронегативність елементів головної підгрупи V групи із зростанням їх порядкового номера?

- а) значно зменшується;
- б) дещо збільшується;
- в) істотно не змінюється;
- г) дещо зменшується.

99. Як змінюється міцність окисневмісних сполук неметалів V групи із зростанням порядкового номера?

- а) значно збільшується;
- б) зменшується;
- в) істотно не змінюється;
- г) дещо збільшується.

100. Які мінеральні добрива використовуються?

- а) солі фосфатної кислоти;
- б) гідрогенвмісні сполуки фосфору;
- в) деякі алотропні модифікації фосфору;

г) оксиди фосфору.

101. Яке твердження є неправильним?

- а) фосфітна кислота H_3PO_3 є сильною кислотою;
- б) фосфор (III) оксид виявляє властивості кислотних оксидів;
- в) фосфін – це безбарвний газ;
- г) червоний фосфор застосовують для виробництва сірників.

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

№ запитання	Зміст	Варіанти відповідей
1.	Який неметал належить до головної підгрупи четвертої групи?	1) Нітроген; 2) Станум; 3) Силіцій; 4) Цирконій.
2.	Елементи четвертої групи основної підгрупи мають електронну конфігурацію	1) ns^2np^2 ; 2) ns^2np^1 ; 3) ns^2np^4 ; 4) ns^2np^3 ;
3.	Метали побічної групи четвертої групи належать до	1) р-елементів; 2) s-елементів; 3) d-елементів; 4) s-елементів або р-елементів (Гафній).
4.	Радіоактивним елементом є	1) Гафній; 2) Плюмбум; 3) Дубній; 4) Цирконій.
5.	З хлоридною кислотою станум	1) утворює молекули гідроген пероксиду; 2) утворює хлор;

		3) не взаємодіє; 4) утворює газоподібний водень.
6.	Водень виділяється в результаті взаємодії	1) Стануму з CH_3COOH ; 2) Карбону з HCl ; 3) Силіцію з розведеною HNO_3 ; 4) Германію з концентрованою сульфідною кислотою.
7.	Карбон входить до складу мінералу	1) магнезиту; 2) корунду; 3) гіпсу; 4) глини.
8.	До складу крейди входить	1) Силіцій; 2) силіцій оксид; 3) Кальцій; 4) Магній.
9.	При взаємодії свинцю з розчином лугу утворюється	1) плюмбум гідрид; 2) газоподібний кисень; 3) газоподібний водень; 4) плюмбум гідроксид.
10.	На зовнішньому електронному рівні Плюмбуму в основному енергетичному станів	1) три d-електрони; 2) два s-електрони і два p-електрони; 3) три p-електрони; 4) два p-електрони й один s-електрон.
11.	Амфотерні властивості виявляє	1) SnO ; 2) SiO_2 ; 3) PbO ; 4) GeO_2 .
12.	Електронна формула $1s^2 2s^2 2p^2$ належить атому	1) Силіцію; 2) Карбону; 3) Стануму; 4) Титану.

13.	Сполука $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ називається	1) доломітом; 2) корундом; 3) карналітом; 4) мармуром.
14.	Яке з тверджень є неправильним?	1) H_2GeO_3 є амфотерною сполукою; 2) атом Карбону у збудженому стані має два неспарених р-електрони; 3) силіцій (IV) оксид виявляє кислотні властивості; 4) Карбон у вигляді алмазу – діелектрик.
15.	Негативний ступінь окиснення атомів Карбону виявляється у	1) молекулі CO; 2) його сполуках з активними неметалами; 3) його сполуках з металами; 4) його сполуках з киснем.
16.	При високих температурах CO	1) перестає виявляти хімічну активність; 2) є сильним відновником; 3) виявляє властивості сильного окисника; 4) виявляє здатність до утворення солей.
17.	При випалі вапняку утворюється	1) карбон (IV) оксид; 2) купрум карбонат; 3) гашене вапно; 4) карбонатна кислота.
18.	Якісною реакцією на карбонат-іон CO_3^{2-} є	1) реакція забарвлення полум'я; 2) дія на карбонатні солі розведених мінеральних кислот – хлоридної, сульфатної; 3) взаємодія карбонатів з червоною кров'яною сіллю; 4) взаємодія сполук карбонатної кислоти з роданід-іоном.
19.	Силан – це	1) Mg_2Si ; 2) CaSiO_3 ; 3) $m\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;

		4) SiH_4 .
20.	Яке твердження є неправильним?	1) силан – сильний окисник; 2) у вільному стані Силіцій не зустрічається; 3) силіцій (IV) оксид – малоактивна речовина; 4) силікатна кислота має перемінний склад.
21.	Який елемент належить до головної підгрупи п'ятої групи?	1) Карбон; 2) Ванадій; 3) Вісмут; 4) Хром.
22.	Конфігурація $1s^2 2s^2 2p^3$ належить атому	1) Нітрогену; 2) Фосфору; 3) Вісмуту; 4) Арсену.
23.	Сполуки Нітрогену з металами називають	1) нітратами; 2) азидами; 3) нітридами; 4) нітритами.
24.	Сполуки Нітрогену зі ступенем окиснення +5 виявляють	1) властивості відновника; 2) амфотерні властивості; 3) властивості окисника; 4) основні властивості.
25.	Несолетворним оксидом є	1) N_2O_5 ; 2) CO_2 ; 3) N_2O_3 ; 4) NO .
26.	Гідроген виділяється в результаті взаємодії	1) Феруму з розведеною HCl ; 2) Купруму з розведеною нітратною кислотою; 3) Меркурію з розведеною нітритною кислотою; 4) Карбону з концентрованою нітратою кислотою.
27.	Як мінеральне азотне добриво використовується	1) NH_4NO_3 ; 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 3) N_2O_3 ;

		4) NH_4OH .
28.	До складу аміачної селітри входить атом Нітрогену зі ступенем окиснення	1) 0; 2) +1; 3) -3 і +5; 4) +1 і -1.
29.	При взаємодії ртуті з розведеною нітратною кислотою утворюється	1) NH_4NO_3 ; 2) газоподібний кисень; 3) NO; 4) N_2O_5 .
30.	При нагріванні HNO_3 утворюється	1) водень; 2) кисень; 3) нітроген; 4) гідроген пероксид.
31.	У присутності каталізатора платини окисненню аміаку киснем проходить з утворенням	1) NH_4NO_3 ; 2) N_2 ; 3) N_2O_3 ; 4) NO.
32.	Солі кислоти HNO_2 називаються	1) нітратами; 2) нітритами; 3) нітридами; 4) пернітридами.
33.	Концентрована нітритна кислота не взаємодіє з	1) Алюмінієм; 2) Цинком; 3) Кальцієм; 4) Літієм.
34.	Царська горілка — це суміш	1) рівних об'ємів нітратної кислоти і хлоридної кислоти; 2) одного об'єму і нітратної кислоти і трьох об'ємів хлоридної кислоти; 3) нітратної кислоти і трьох об'ємів сульфатної кислоти; 4) одного об'єму нітратної кислоти і трьох

		об'ємів фторидної кислоти.
35.	Взаємодія Цинку з розведеною HNO_3 супроводжується утворенням	1) N_2O_3 ; 2) водню; 3) NH_4NO_3 ; 4) азоту.
36.	При високих температурах плумбум нітрат розкладається з утворенням	1) азоту; 2) NO_2 ; 3) плумбум нітриду; 4) металевого свинцю.
37.	Водний розчин аміаку називається	1) нашатирним спиртом; 2) нашатирем; 3) ляпісом; 4) жавелевою водою.
38.	Водний розчин аміаку має	1) нейтральне середовище; 2) лужне середовище; 3) кисле середовище; 4) сильнокисле середовище.
39.	Амоній гідроксид дисоціює як	1) кислота; 2) сіль; 3) оксид; 4) основа.
40.	Яке твердження є неправильним?	1) NO – газ бурого кольору; 2) N_2O_3 – темно-синя рідина; 3) нітроген (IV) оксид утворює дві кислоти – нітратну і нітритну; 4) N_2O_5 взаємодіє з водою.
41.	Який елемент має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$?	1) Силіцій; 2) Ванадій; 3) Фосфор; 4) Нітроген.

42.	Фосфор є	1) р-елементом; 2) неактивним неметалом; 3) активним металом; 4) d-елементом.
43.	Флюорапатит має формулу	1) $\text{CaF}_2 \cdot \text{CaO}$; 2) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{NiO}$; 3) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$; 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{CaF}_2$.
44.	Фосфор одержують	1) термічним розкладом бертолетової солі; 2) електролізом розплаву карналіту; 3) взаємодією фосфоритів з піском при нагріванні; 4) термічним розкладом фосфорної кислоти.
45.	Фосфор утворює алотропну модифікацію	1) кристалічний фосфор; 2) жовтий фосфор; 3) зелений фосфор; 4) білий фосфор.
46.	Неотруйним вважається	1) червоний фосфор; 2) сполука Фосфору з Гідрогеном; 3) солі ортофосфатної кислоти; 4) білий фосфор.
47.	Як мінеральні добрива виористовуються	1) солі фосфатної кислоти; 2) водневі сполуки фосфору; 3) деякі алотропні модифікації фосфору; 4) оксиди фосфору.
48.	У молекулі фосфіну Фосфор має ступінь окиснення	1) +3; 2) +5; 3) -3; 4) 0.
49.	Фосфіди активних металів гідролізуються з утворенням	1) елементарного Фосфору; 2) газоподібного водню; 3) PH_3 ;

		4) оксидів фосфору.
50.	Йоном фосфонію називається	1) PO_4^{3-} ; 2) PH_4^+ ; 3) PO_4^{3+} ; 4) PF_5^{2-} .
51.	Окисні властивості фосфор виявляє в реакціях з...	1) Оксигеном; 2) галогенами; 3) неметалами; 4) металами.
52.	Солі кислоти H_3PO_4 називаються	1) фосфітами; 2) фосфатами; 3) фосфідами; 4) фосфіноксидами.
53.	Фосфатна кислота має основність, рівну...	1) трьом; 2) нулю; 3) двом; 4) чотирьом.
54.	Сполуки Фосфору зі ступенем окиснення +3 виявляють	1) тільки відновні властивості; 2) відновні й окисні властивості; 3) тільки окисні властивості; 4) не виявляють окисно-відновних властивостей.
55.	Найбільш стійкий ступінь окиснення фосфору	1) 0; 2) +3; 3) +5; 4) -3.
56.	Фосфатний ангідрид має формулу	1) PH_3 ; 2) P_2O_5 ; 3) P_2O_3 ; 4) HPO_3 .

57.	Розчинними у воді є	1) гідрофосфати; 2) всі алотропні сполуки Фосфору; 3) білий і червоний фосфор; 4) червоний і чорний фосфор.
58.	Сполуки фосфору зі ступенем окиснення -3 називають	1) перфосфатами; 2) фосфатами; 3) фосфітами; 4) фосфідами.
59.	Яке твердження є неправильним?	1) фосфітна кислота H_3PO_3 є сильною кислотою; 2) фосфор (III) оксид виявляє властивості кислотних оксидів; 3) фосфін – це безбарвний газ; 4) червоний фосфор застосовують для виробництва сірників.
60.	Найбільше практичне значення мають сполуки Фосфору	1) фосфати; 2) оксиди фосфору; 3) модифікації фосфору; 4) фосфіти.

2.6. Елементи головних підгруп VI- VII групи періодичної системи елементів

2.6.1. Елементи головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів (підгрупа Оксигену).

Короткі теоретичні відомості

До шостої групи головної підгрупи входять р-елементи Оксиген, Сульфур, Селен, Телур і Полоній. Атоми елементів головної підгрупи на зовнішньому енергетичному рівні мають по шість електронів. Елементи (крім Полонію) утворюють прості речовини – неметали. Молекули простих речовин мають різний склад і будову, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні атомів перебувають по два неспарені електрони. Це пояснює існування великої кількості алотропних модифікацій. Неметалеві властивості в ряду $O - S - Se - Te - Po$ слабшають, оскільки збільшується

розмір атомів. У ряду O – S – Se – Te – Po підсилюються металеві властивості простих речовин. При звичайних умовах кисень – газ, сульфур – тверда речовина жовтого кольору, селен – тверда речовина сірого кольору, телур – кристалічна речовина сріблясто-білого кольору і полоній – м'який метал сріблясто-білого кольору. Таким чином, O, S, Se – типові неметали, Te – проявляє проміжні властивості, Po – типовий метал.

Атом Оксигену відрізняється від атомів інших елементів цієї підгрупи відсутністю d-підрівня на останньому енергетичному рівні, тому він, як правило, може проявляти валентність, що дорівнює двом, за винятком таких сполук, як O₃ тощо. На відміну від Оксигену Сульфур, Селен, Телур, Полоній можуть проявляти ковалентність не тільки два, але й чотири і шість. Таким чином ступені окиснення Оксигену: -2, -1, 0, +1, +2; Сульфору: -2, 0, +2, +3, +4, +5, +6; Селен, Телур: -2, 0, +4, +6; Полоній: -2, 0, +4.

Оскільки атом Оксигену містить тільки два неспарені електрони, він може лише двояко сполучатись у молекули: O = O і O – O – O та утворювати тільки дві алотропні видозміни (O₂ та озон O₃). Сірка, Селен, Телур утворюють по декілька простих речовин, тому що їх атоми при збудженні можуть містити по шість неспарених електронів і число варіантів зв'язку між однаковими атомами в них значно більше, ніж у атома Оксигену. Так для сірки відомі алотропні модифікації: ромбічна, моноклінна й пластична. Аналогічні властивості проявляють Селен, Телур, Полоній, утворюючи по кілька алотропних видозмін. Зокрема, наприклад, алотропні модифікації Селену – це аморфний порошкоподібний Селен – аморфна речовина червоного кольору, аморфний колоїдний – аморфна речовина, за властивостями подібний до порошкоподібного. При нормальних умовах існує у вигляді колоїдного розчину. Аморфний склоподібний селен – речовина чорного кольору. Він утворюється при нагріванні й наступному охолодженні інших алотропних форм. Має скляний блиск, крихкий. Кристалічний селен існує в декількох формах: моноклінної, α- і β та гексагональної γ-формі. Гексагональна є найбільш стійкою, утворюється при нагріванні з подальшим повільним охолодженням будь-якої іншої форми селену.

При переході від Оксигену до Полонію радіуси їх збільшуються, а енергія йонізації та відносна електронегативність зменшується. Активність їх як неметалів від Оксигену до Телуру послаблюється.

Всі елементи утворюють сполуки з Гідрогеном із загальною формулою H₂R. Водні розчини цих сполук – слабкі кислоти. Сила кислот у ряді H₂O – H₂S – H₂Se – H₂Te

– збільшується. Всі елементи утворюють сполуки з Оксигеном: оксиди із загальною формулою RO_2 і RO_3 ; кислоти із загальною формулою H_2RO_3 і H_2RO_4 .

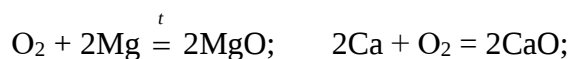
Кислоти H_2RO_3 і H_2RO_4 – окисники, однак у деяких випадках (наприклад, у присутності сильного окисника) кислоти H_2RO_3 можуть проявляти відновні властивості. Зі збільшенням атомного радіуса сила кислот H_2RO_3 і H_2RO_4 зменшується й зростає окисна здатність.

Хімічні властивості елементів головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів та їх сполук.

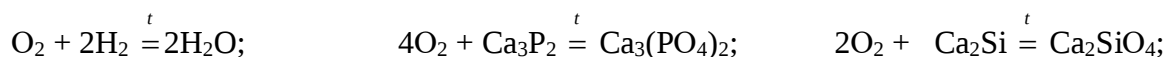
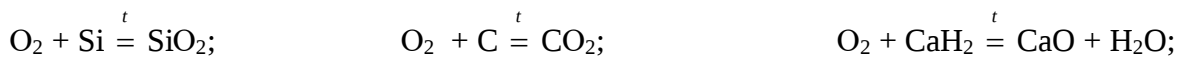
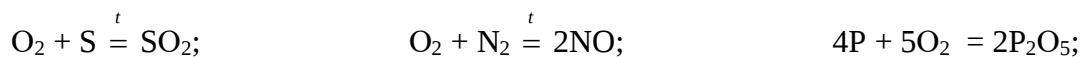
Оксиген. Кисень (O_2) – газ без кольору й запаху, обмежено розчинний у воді й інших розчинниках. Оксиген – сильний окисник.

Кисень реагує з простими та складними речовинами:

- взаємодія з металами (крім Au і Pt):



- взаємодія з неметалами (крім галогенів):



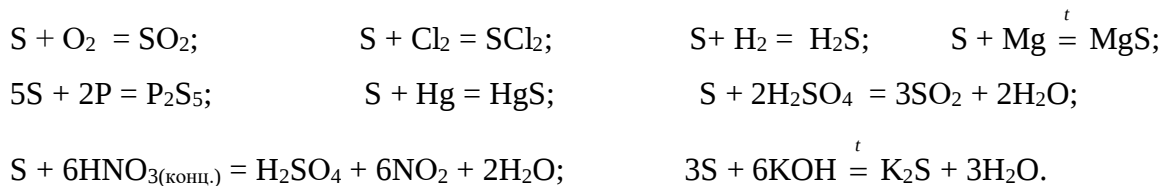
Озон (O_3) – газ блакитного кольору, з характерним запахом. У воді розчиняється краще за кисень. Озон – дуже сильний окисник за рахунок того, що він легко розпадається з виділенням атомарного Оксигену: $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{O}^{\bullet}$.

Озон окиснює метали, у тому числі й благородних:



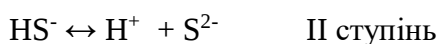
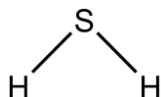
Озон взаємодіє з розчином KI: $2\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{I}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$.

Сірка. Сульфур (S) – тверда кристалічна речовина жовтого кольору. Погано проводить тепло й електричний струм. Нерозчинна у воді, але добре розчиняється в бензені, спирті й сірководні.

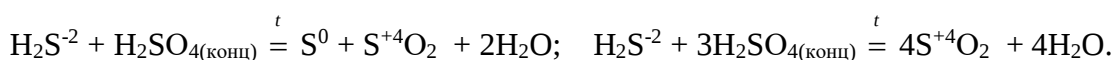


Сірководень. Гідроген сульфід. Сульфідна кислота (H_2S) – безбарвний газ із запахом тухлих яєць. Отруйний, обмежено розчинний у воді (3 л газу в 1 л води).

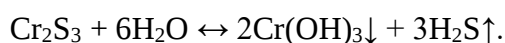
Водний розчин гідроген сульфиду – слабка кислота (сірководень), двоосновна:



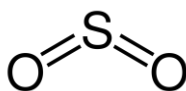
H_2S - сильний відновник:



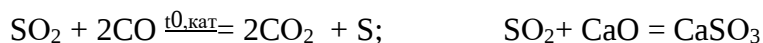
Розчинені у воді сульфідні лужних і лужноземельних металів сильно гідролізовані. Водні розчини їх мають лужну реакцію:



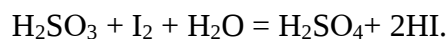
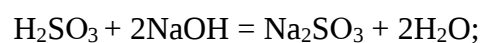
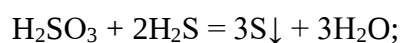
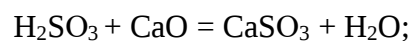
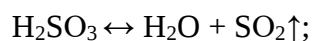
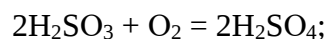
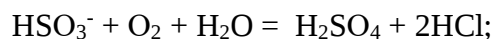
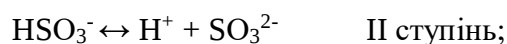
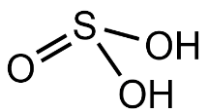
Сірчистий газ. Сульфур (IV) оксид (SO_2) – безбарвний газ із різким запахом, токсичний, добре розчинний у воді. Графічна формула



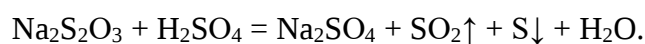
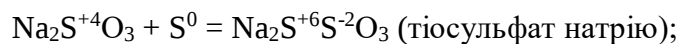
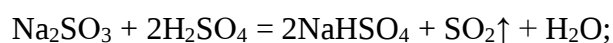
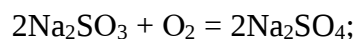
Розчин SO_2 у воді – слабка кислота:



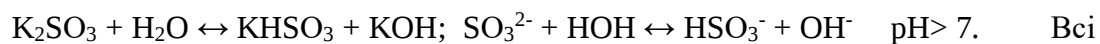
Сульфитна кислота (H_2SO_3) – слабка, двоосновна кислота. Графічна формула:



Солі сульфїтної кислоти – сульфїти.

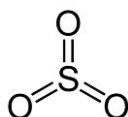


При розчиненні у воді сульфїти лужних металів гідролізують:

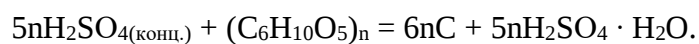


сульфїти і гідросульфїти розкладаються кислотами.

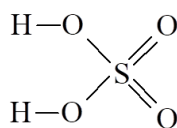
Сірчистий ангїдрид. Сульфур (VI) оксид (SO_3) – безбарвна летка рїдина, “димить” на відкритому повітрі, поглинаючи вологу, з утворенням сульфатної кислоти. SO_3 – кислотний оксид, добре розчиняється у воді, але і не тільки у воді, але й у самій сульфатній кислоті, утворюючи олеум. Графічна формула:



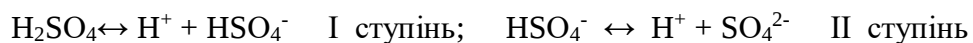
Сірчана кислота. Сульфатна кислота H_2SO_4 - це оліїста рїдина, яка під час нагрівання розкладається. Дуже енергійно притягує вологу, відбираючи її навіть із клітковини.



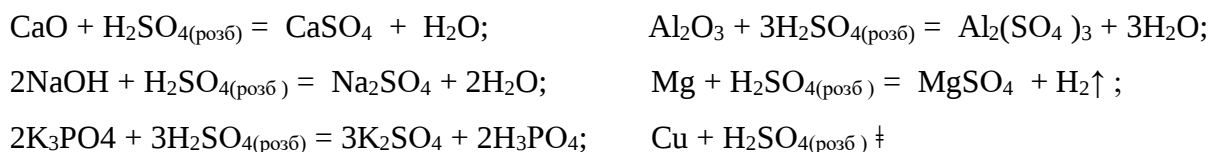
Графічна формула:



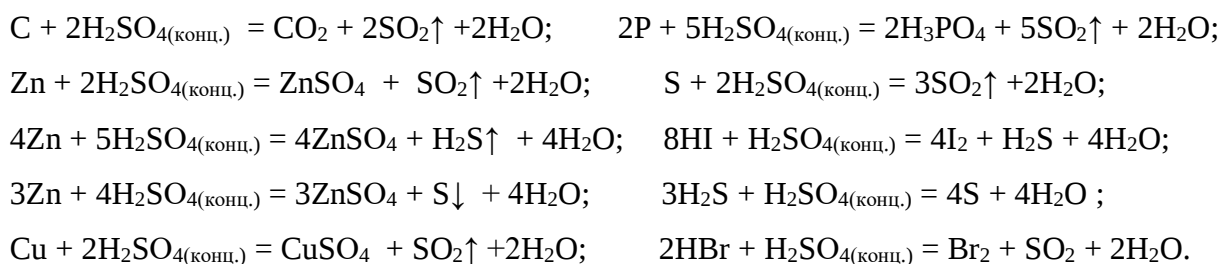
Сульфатна кислота H_2SO_4 - сильна двоосновна, дуже активна кислота.



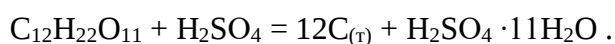
1). Розведена сульфатна кислота має всі властивості, характерні для кислот – це взаємодія з основними та амфотерними оксидами, основами, металами, що стоять у ряді напруг до Гідрогену (крім Pb) та витіснення слабших кислот із сухих солей:



2). Концентрована H_2SO_4 - сильний окисник:



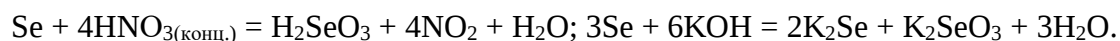
3). 100% безводна H_2SO_4 обуглює тканину, папір, цукор:



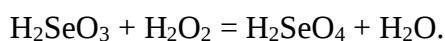
4). H_2SO_4 змішується з водою в будь-яких співвідношеннях з утворенням кристалогідратів загальної формули $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, що супроводжується виділенням великої кількості теплоти. Тому, розбавляючи сульфатну кислоту водою, слід доливати кислоту у воду, а не навпаки.

Солі сульфатної кислоти називаються сульфатами. Більшість сульфатів добре розчиняються у воді. Погано розчинними є: BaSO_4 ; SrSO_4 ; PbSO_4 . З водних розчинів сульфати виділяються здебільшого у вигляді кристалогідратів. Сполуки типу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ називають *купоросами*. Кислі солі сульфатної кислоти називаються *гідросульфатами*. Наприклад, NaHSO_4 - гідросульфат натрію, $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ - гідросульфат кальцію тощо.

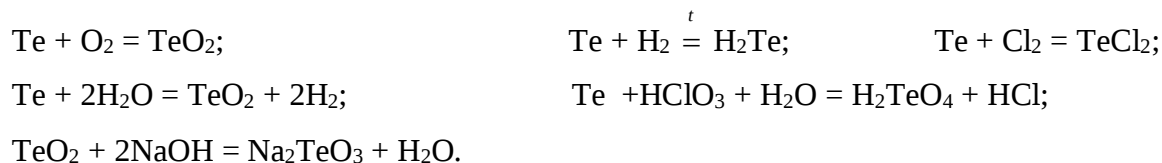
Селен (Se) – тверда речовина сірого, чорного або червоного кольору. При нормальних умовах Селен малоактивний. Не реагує з киснем, водою, кислотами (окрім $\text{HNO}_3(\text{конц.})$), але реагує з лугами, сульфуром, галогенами тощо:



H_2SeO_3 - селенітна кислота, H_2SeO_4 - селенатна кислота

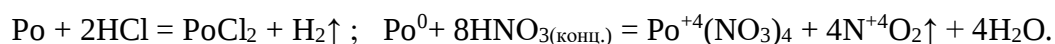


Телур (Te) – крихка речовина сріблясто-білого кольору з металевим блиском:



Кислоти H_2Te , H_2TeO_3 і H_2TeO_6 - слабкі кислоти, що утворюють нерозчинні або слаборозчинні солі.

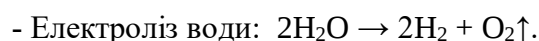
Полоній (Po) – радіоактивний метал. У вільному стані – м'який сріблястий метал:



Оксиди Полонію: PoO , PoO_2 , PoO_3 . Всі сполуки полонію – токсичні.

Одержання.

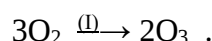
Кисень.



2). Промислові методи: електроліз води та ректифікація рідкого повітря.

Озон.

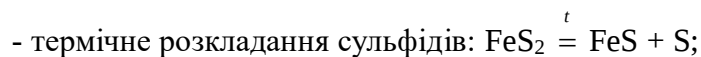
1). Проходження слабого електричного розряду через чистий сухий кисень:



2). У природних умовах озон утворюється з кисню при грозових розрядах.

Сірка. 1). Промислові методи:

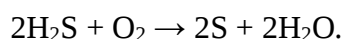
- виплавка самородної сірки перегрітою парою через свердловину;



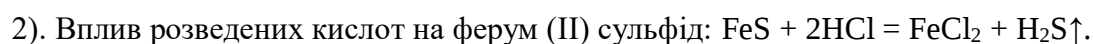
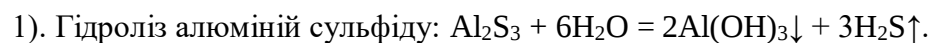
- виділення із природного газу й нафти;



2. У лабораторії чисту сірку одержують неповним окисненням сірководню:



Сірководень H_2S .



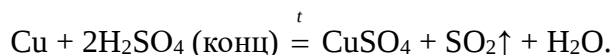
Сульфур (I) оксид SO_2 .

1). Промислові методи:

- спалювання сірки: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
- випалювання сульфідних руд: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 8\text{SO}_2\uparrow + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$.

2). Лабораторні методи:

- дія на сульфіти сульфатної кислоти: $\text{Li}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
- взаємодія малоактивних металів із концентрованою сульфатною кислотою:



Сульфур (VI) оксид.

1). Окиснення Сульфур (IV) оксиду: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{(t, \text{кат})} 2\text{SO}_3$

2). Розкладання сульфатів: $2\text{CuSO}_4 = 2\text{CuO} + 2\text{SO}_3\uparrow$.

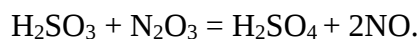
Сульфатна кислота.

1). Контактний метод:

- одержання SO_2 : $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{SO}_3 + 8\text{SO}_2$;
- окиснення SO_2 до SO_3 : $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$;
- одержання H_2SO_4 : $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$.

2). Нітрозний метод:

- одержання SO_2 : $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{Fe}_2\text{SO}_3 + 8\text{SO}_2$;
- одержання H_2SO_3 : $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$;
- окиснення H_2SO_3 : $3\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;



Цим способом одержують H_2SO_4 концентрацією 60-70%.

Селен. Селен присутній у шлаках, відходах сірчаноокислотного, целюлозно-паперового виробництва. Отримують селен за допомогою фільтрацій й випалювання при високих температурах.

Телур. Телур добувають під час електролітичного рафінування міді, з відходів виробництва сульфатної кислоти і при деяких інших процесах.

Полоній. Полоній синтезують за допомогою ядерних реакцій з бісмутом.

Застосування. Кисень. Кисень використовують для інтенсифікації окисних процесів у хімічній і металургійній промисловості тощо. А також у медицині, в кисневих приладах при роботі під землею, під водою, на великих висотах, як окисник ракетного палива.

Озон. Висока окисна здатність озону обумовлює його застосування як відбілювального й знезаражувального засобу.

Сірка. У промисловості сірка використовується для одержання сульфатної кислоти, вулканізації каучуку, виробництві пороху.

Сульфур (IV) оксид. Основна сфера застосування SO_2 - одержання H_2SO_4 . Крім цього, його застосовують як відбілювальний засіб у виробництві цукру, спирту, шовку. У консервуванні SO_2 для знезаражування, знищення цвілі й грибків.

Сульфур (VI) оксид застосовується для одержання сульфатної кислоти.

Сульфатна кислота. H_2SO_4 використовується в хімічній промисловості при виробництві барвників, солей, а також для очищення нафтопродуктів, виробництва добрив, осушувачів газів.

Селен застосовується в металургії, фармацевтичній і переробній промисловості, як каталізatori різних хімічних процесів, створенні напівпровідників і фотоелектричних приладів.

Телур. Телур застосовують в металургії, при виготовленні напівпровідникових матеріалів, у скляній і лакофарбовій промисловості.

Полоній. ^{210}Po застосовується в нейтронних джерелах, енергетиці.

Знаходження в природі. Оксиген – найпоширеніший на Землі елемент (52,3%). У чистому вигляді не зустрічається. Входить до складу більшості природних сполук.

Сульфур є розповсюдженим елементом (0,03%). Зустрічається в природі у вільному стані, а також у складі мінералів (пірит (залізний колчедан) FeS_2 , цинкова обманка ZnS , кіновар HgS , свинцевий блиск Pb та ін.). Велике значення мають сірчаноокислі природні сполуки:

глауберова сіль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, гірка сіль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Найбільш важливими сполуками селену є Селен (IV) оксид (SeO_2), гідрид H_2Se (розчин у воді називають селеноводневою кислотою), хлорид SeCl_2 . Всі сполуки селену отруйні. У дуже малих кількостях вони можуть застосовуватися для лікування дефіциту селену в організмі.

Полоній (^{210}Po) потрапляє в організм людини з їжею. Проявляє високу токсичність, у великих концентраціях може викликати пухлинні захворювання, цирози тощо. В основному Полоній міститься в уранових мінералах.

2.6.2. Елементи головної підгрупи VII групи періодичної системи елементів (підгрупа Галогени)

Короткі теоретичні відомості

До галогенів належать Флуор, Хлор, Бром, Йод і Астат. Назва “галогени” (солероди) зумовлена властивістю аналогів Флуору утворювати солі під час безпосередньої взаємодії з металами. Атоми елементів головної підгрупи VII групи періодичної системи елементів мають таку конфігурацію зовнішнього електронного шару: s^2p^5 . На відміну від Хлору, Брому, Йоду і Астату, Флуор в усіх своїх сполуках проявляє ступінь окиснення -1, 0; с.о. Хлору -1, 0, +1, +3, +4, +5, +7; Брому -1, 0, +1, +4, +5, +6; Йоду -1, 0, +1, +3, +5, +7; Астату -1, 0, +1, +3, +5, +7. Структура електронних оболонок атомів галогенів показує, що вони мають велику спорідненість до електрона; приєднуючи один електрон, вони перетворюються в йон Hal^- . Здатність приєднувати електрони характеризує галогени як типові неметали. Найбільш електронегативним елементом з усіх галогенів є Флуор. Значення електронегативностей елементів, як і здатність приєднувати електрон, від Флуору до Астату зменшується. Зі зростанням заряду ядер атомів галогенів (зверху вниз у підгрупі) збільшується атомний ресурс і валентні електрони віддаляються від ядра. Електронні структури атомів галогенів характеризуються наявністю одного неспареного електрона в зовнішньому шарі, що свідчить про здатність атомів галогенів до сполучення з іншими такими самими атомами з утворенням молекул Hal_2 .

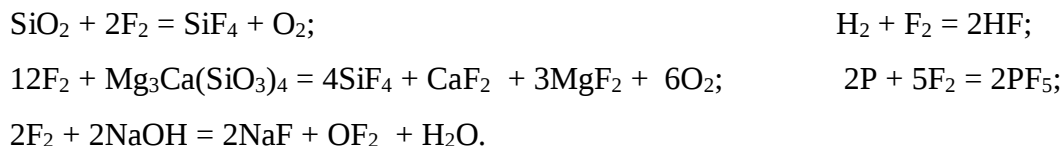
Всі галогени є сильними окисниками, оскільки на зовнішньому енергетичному рівні вони мають 7 електронів. Зі збільшенням атомного радіуса окисні властивості галогенів слабшають. Крім того, у ряді $F - Cl - Br - I$ зменшується електронегативність елементів, отже й міцність зв'язків у сполуках з іншими елементами також зменшується.

Галогени вступають у реакції:

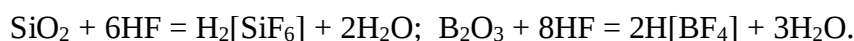
- з металами: $nHal_2 + 2Me = 2MeHal_n$;
- з неметалами: $nHal_2 + neMe = neMeHal_2$;
- зі складними речовинами, причому витісняють менш активні галогени з розчинів галогеноводневих кислот і їх солей.

*Хімічні властивості елементів головної підгрупи VII групи періодичної системи
елементів та їх сполук.*

Фтор. Флуор (F) – газ світло-жовтого кольору. Реагує енергійно з усіма простими речовинами, за винятком O₂, He, Ne, Ar. У сполуках з фтором елементи дуже часто проявляють свої найвищі с.о.

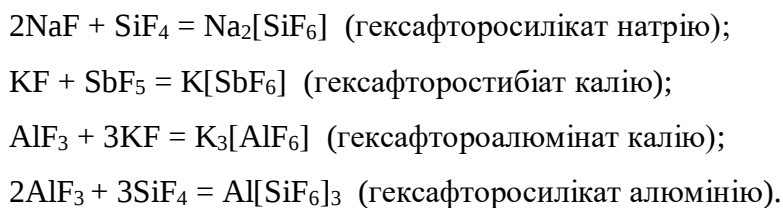


Фтороводень (HF) – безбарвний газ, надзвичайно отруйний:



Рідкий HF – сильний йонізуючий розчинник. HF – одноосновна кислота середньої сили: $\text{HF} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$ I ступінь; $\text{KOH} + 2\text{HF} = \text{K}[\text{HF}_2] + \text{H}_2\text{O}$.

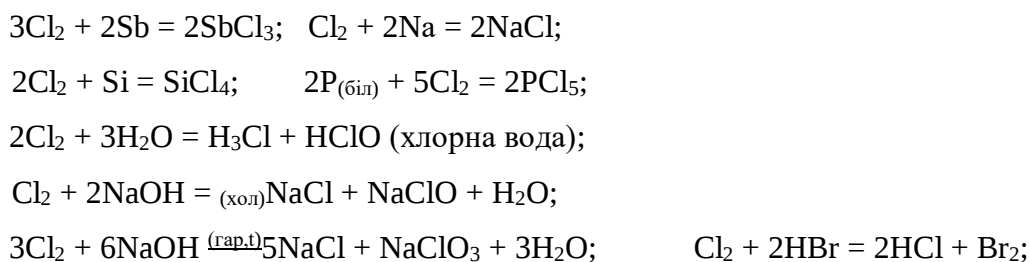
Солі фтороводню називаються фторидами. Іноді фториди, подібно кислотних фторидів, з основними утворюють комплексні сполуки, і при цьому елемент кислотного фториду входить до складу комплексного аніона:



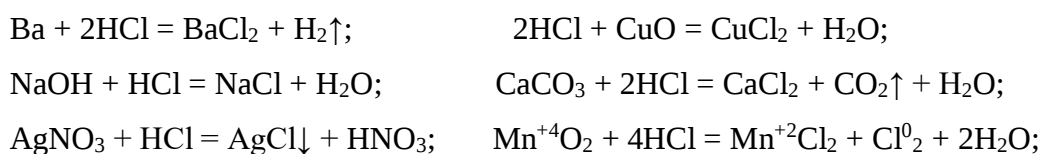
OF₂ – сильний окисник, здатний окиснювати водень, азот, амоніак.



Хлор – жовто-зелений газ з різким запахом, типовий неметал, активний окисник.

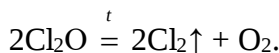


Хлороводень (HCl) – безбарвний газ з різким запахом, добре розчиняється у воді. Водний HCl – хлоридна кислота. Належить до одноосновних сильних кислот.

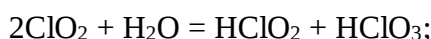
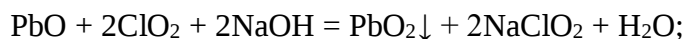




Хлор (I) оксид (Cl_2O) - темно-жовтого кольору газ, розчинний у воді: кислотний оксид, ангідрид хлорноватистої кислоти.



Хлор (IV) оксид (ClO_2) – зеленувато-жовтий газ із різким запахом, сильний окисник, змішаний ангідрид суміші хлористої та хлорноватої кислот.

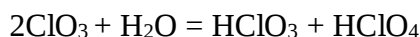


HClO_2 - хлориста кислота (або хлоритна), HClO_3 – хлорновата кислота (або хлоратна).



NaClO_2 - натрій хлорит, NaClO_3 – натрій хлорат.

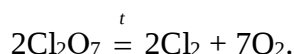
Хлор (VI) оксид (ClO_3) - темно-червона олієподібна рідина, кислотний оксид, сильний окисник, змішаний ангідрид хлорноватої й хлорної кислот:



HClO_3 - хлорновата кислота (хлоратна), HClO_4 - хлорна кислота (перхлоратна)



Хлор (VII) оксид (Cl_2O_7) - безбарвна рідина, кислотний оксид, ангідрид хлорної кислоти, досить стійка сполука.



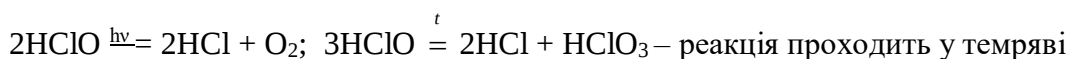
Хлорноватиста кислота HClO (гіпохлоритна) - у чистому вигляді не виділена, оскільки нестійка. Існує тільки в розведених водяних розчинах. Це слабка кислота, одноосновна. Розбавлений розчин її поступово розкладається, при цьому відбуваються перетворення, які можна розділити на три типи:

1) реакція внутрішньомолекулярного окиснення - відновлення: $\text{HCl}^{+1}\text{O}^{-2} = \text{HCl}^{-1} + \text{O}^0$;

2) реакція розкладу: $2\text{HClO} = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}$;

3) реакція самоокиснення – самовідновлення: $3\text{HCl}^{+1}\text{O} = 2\text{HCl}^{-1} + \text{HCl}^{+5}\text{O}_3$.

Кожному типу перетворень відповідають певні умови, змінюючи які, можна провести реакцію практично цілком у будь-якому напрямі.



У присутності водовіддільних речовин:

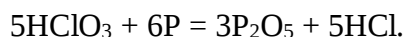
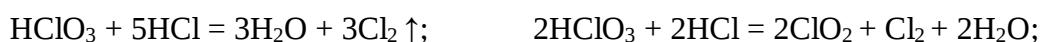


NaClO - натрій гіпохлорит.

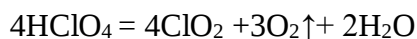
Хлориста кислота HClO_2 (хлоритна) – у вільному стані не отримана, розкладається навіть у водних розчинах; сильний окисник, слабка кислота: $\text{HClO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_2$ I ступінь;



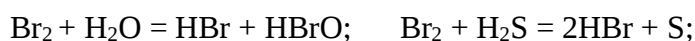
Хлорновата кислота HClO_3 (хлоратна) – нестійка сполука. У вільному стані не виділена, однак існує в концентрованих водних розчинах, сильна одноосновна кислота, сильний окисник:



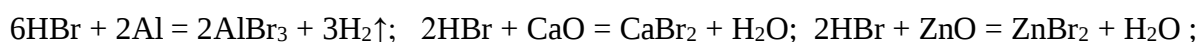
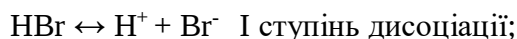
Хлорна кислота HClO_4 (перхлоратна) – безбарвна летка рідина, сильна одноосновна кислота, добрий окисник: $\text{HClO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$ - I ступінь;



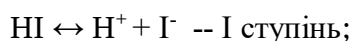
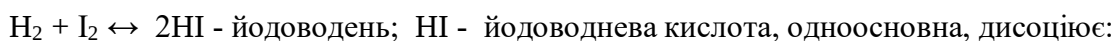
Бром (Br_2) – червоно-бура рідина з неприємним запахом. Бром є досить сильним окисником. Крім того, бром проявляє також відновні властивості.

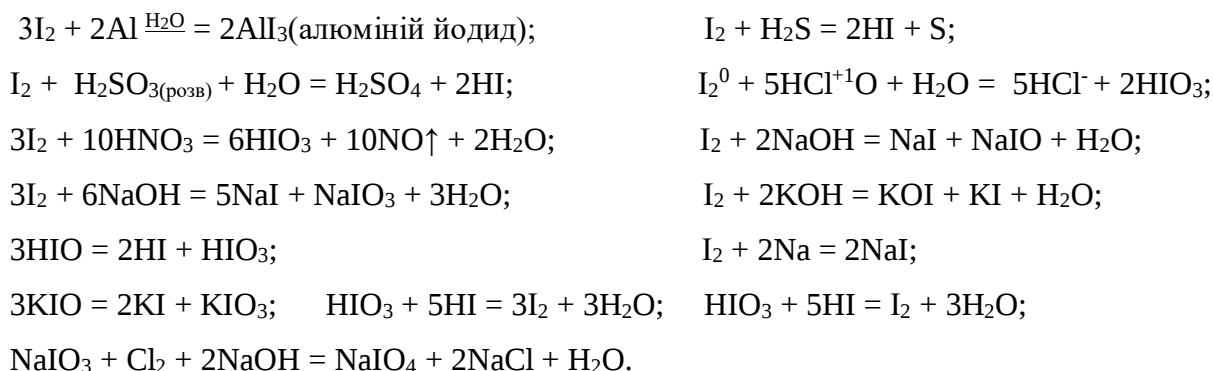


Бром водень (HBr) – безбарвний газ із різким запахом, добре розчинний у воді. Водний розчин бромистого водню, бромоводнева кислота – одноосновна, сильна кислота з яскраво вираженими відновними властивостями:



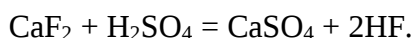
Йод (I_2) – тверда кристалічна речовина темно-сірого кольору зі слабким металевим блиском. Має здатність до сублимації (переходу із твердого стану в газоподібний, минаючи рідкий). При нагріванні перетворюється в пару фіолетового кольору з різким запахом.



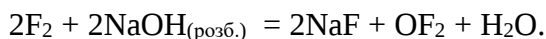


Одержання. Фтор – одержують електролізом розплаву Калій біфториду $\text{KF} \cdot \text{HF}$ у свинцевій апаратурі: анод $| 2\text{F}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{F}_2^0$.

HF одержують дією сульфатної кислоти на флюорит кальцію:

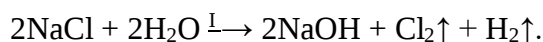


OF_2 – отримують дією лугом на фтор:

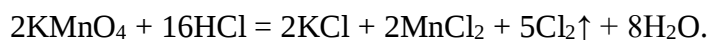


Хлор – вільний хлор одержують в основному окисненням хлоридів.

1. Промисловий спосіб – електроліз водного розчину NaCl :



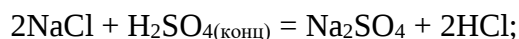
2. Лабораторний метод – окиснення концентрованої HCl :



Хлороводень HCl одержують:

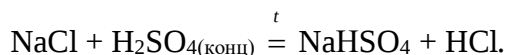
1. Промисловий спосіб:

- дія концентрованої сульфатної кислоти на натрій хлорид:



- спалювання водню в атмосфері хлору: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}.$

2. Лабораторний метод - дія концентрованої сульфатної кислоти на сухий NaCl :

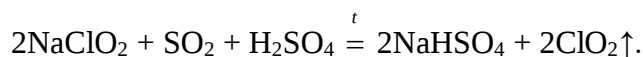


Хлор (I) оксид Cl_2O .

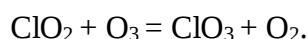
1. Взаємодія Хлору з Меркурій (II) оксидом: $2\text{Cl}_2 + \text{HgO} = \text{HgCl}_2 + \text{Cl}_2\text{O}\uparrow.$

2. Розкладання хлорноватистої кислоти: $2\text{HClO} \xrightarrow{(\text{P}_2\text{O}_5)} \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}.$

Хлор (IV) оксид (ClO_2) - одержують відновленням натрій хлорату сульфур (IV) оксидом (сірчистим газом) при нагріванні:



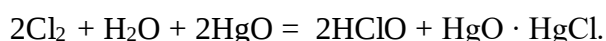
Хлор (VI) оксид (ClO_3) – одержують окисненням озоном хлор (IV) оксиду:



Хлор (VII) оксид (Cl_2O_7) – одержують нагріванням суміші HCl з фосфор (V) оксидом (дегідратація хлоридної кислоти): $2\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{HPO}_3$.

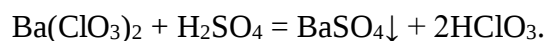
Хлоронуватиста кислота (HClO). Одержують HClO :

1. Гідроліз Хлору: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$.
2. Взаємодія з водою кислотного оксиду Cl_2O : $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{HClO}$.
3. Пропускання Хлору через водну суспензію меркурій (II) оксидом:

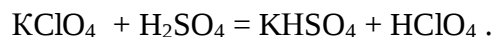


Хлориста кислота (HClO_2) – проміжний продукт електролізу розчину KCl або NaCl при відсутності діафрагми між катодним з анодним просторами.

Хлорнувата кислота (HClO_3). Одержують цю кислоту:



Хлорна кислота (HClO_4). Цю кислоту одержують дією концентрованої H_2SO_4 на KClO_4 :

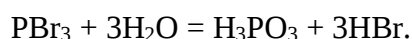


Бром одержують:

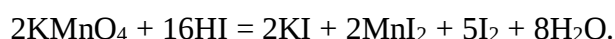
1. Промисловий спосіб - витіснення брому із бромідів більш активним галагеном (Cl_2): $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$.
2. Лабораторний метод - дія HBr або солей бромводневої кислоти на різні окисники:



Бромистий водень (HBr) – одержують взаємодією трибромистого фосфору з водою:



Йод одержують: $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$; $2\text{CuSO}_4 + 4\text{HI} = 2\text{CuI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$;



Астат виділяють із продуктів опромінення вісмуту шляхом вакуумної дистиляції.

Застосування. Вільний Хлор застосовується у виробництві пластмас (тефлон), рідин і газів для холодильних установок (фреон CCl_2F_2), високотемпературних мастил та ін. HF в основному використовується в органічному синтезі для одержання флуоридів, а також у промисловості протравлення скла, видалення піску з металевого лиття тощо. Застосування Хлору обумовлене його високою окисною здатністю. Його

використовують для відбілювання паперу й тканини, знезаражування питної води, виробництва отрутохімікатів, реактивів і розчинників.

Хлороводень застосовують в органічному синтезі для одержання хлорорганічних сполук. Хлоридну кислоту використовують для травлення металів, як хімічний реактив, а також для одержання солей, з яких найшвидше використовуються:

- кухонна сіль NaCl - сировина для промислового одержання соди, хлору, їдкого натру;
- калій хлорид KCl - калійне добриво, сировина для одержання калійних солей;
- кальцій хлорид CaCl_2 - осушувач газів і органічних речовин.

Оксиди Хлору – сильні окисники, що й визначає галузь їх застосування. Солі цих оксидів, а також і самі оксиди (стійкі ClO_2 , ClO_3) застосовують для відбілювання тканин і паперової маси.

Найчастіше використовується кальцієва сіль хлорнуватої кислоти – кальцій гіпохлорит:

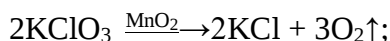
$$2\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 = \text{Ca(ClO)}_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$$

Ca(ClO)_2 – хлорне вапно - відбілювальний засіб тощо. Практичне значення мають солі хлорнуватої кислоти, особливо бертолетова сіль KClO_3 , одержана розчиненням хлору в гарячому розчині лугу:

$$6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}.$$

KClO_3 застосовується:

1) для одержання кисню (лабораторний метод):



2) для одержання солей хлорної кислоти: $4\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KCl} + 3\text{KClO}_4;$

3) для виготовлення вибухових речовин.

Хлорна кислота застосовується для одержання перхлоратів, які використовуються у виробництві вибухових речовин і в реактивній техніці.

Бром застосовується для виробництва бром органічних речовин – сировини для лакофарбної й фармацевтичної промисловості, а також для одержання аргентум броміду – світлочутливої речовини, що широко використовується у виробництві кіно- і фототоварів.

В основному HBr знаходить застосування як сировина для одержання бромідів різних матеріалів.

Йод застосовують у медицині, фармацевтичній промисловості, аналітичній хімії, одержання високочистих металів.

Практичне значення астату може ґрунтуватися на його радіоактивності.

Знаходження в природі. В результаті високої хімічної активності галогени в чистому вигляді в природі не зустрічаються.

Фтор входить до складу флюориту (плавиковий шпат) CaF_2 , кріоліту Na_3AlF_6 , зубної емалі (сполука $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$), кісток людини й тварин.

Хлор входить до складу мінералів: сильвінії $\text{mKCl} \cdot \text{nNaCl}$, карналіт $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, каїніт $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ та ін.

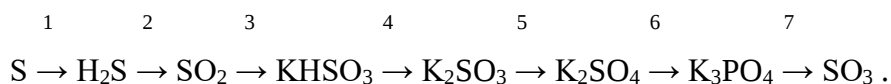
Бром в основному міститься в морській воді ($0,7 \cdot 10^{-2} \%$), воді соляних озер ($0,01 - 0,5 \%$), бурових водах нафтоносних районів ($0,01 - 0,1 \%$).

Йод добувають із бурових вод ($0,3 \cdot 10^{-3} \%$) і золи морських водоростей ($4,5 \cdot 10^{-3} \%$). Необхідний елемент для життєдіяльності організму людини. Добова потреба – близько 3мкг на 1 кг маси.

Астат отриманий штучно й у природі не зустрічається.

2.6.3. Приклади розв'язків завдань

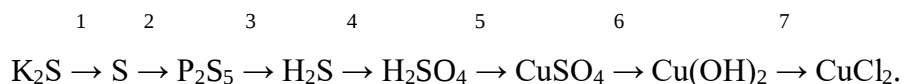
Приклад 1. За допомогою яких реакцій можна здійснити перетворення за такою схемою:



Розв'язок.

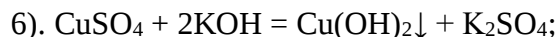
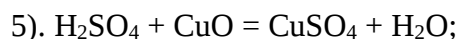
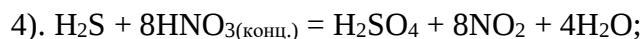
- | | |
|--|--|
| 1). $\text{S} + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{S};$ | 5). $2\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{SO}_4;$ |
| 2). $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ | 6). $3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4;$ |
| 3). $\text{SO}_2 + \text{KOH} = \text{KHSO}_3;$ | 7). $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{SO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$ |
| 4). $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ | |

Приклад 2. Як здійснити таке перетворення:

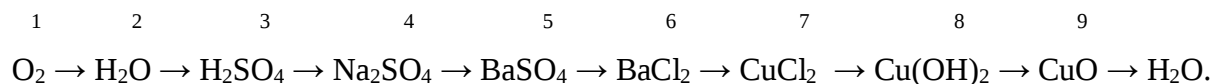


Розв'язок.

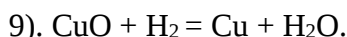
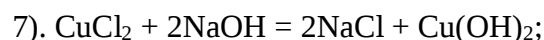
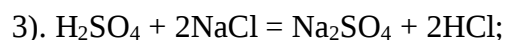
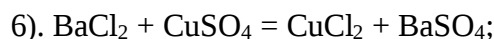
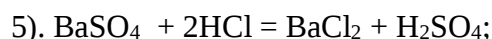
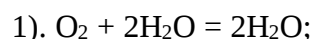
- 1). $\text{K}_2\text{S}_{(\text{розпл})} \xrightarrow{\text{I}} 2\text{K} + \text{S};$
- 2). $2\text{P} + 5\text{S} \xrightarrow{t} \text{P}_2\text{S}_5;$
- 3). $\text{P}_2\text{S}_5 + 8\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 5\text{H}_2\text{S} + 2\text{H}_3\text{PO}_4;$



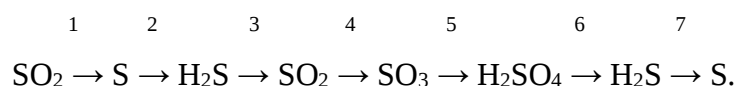
Приклад 3. Здійсніть перетворення



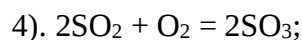
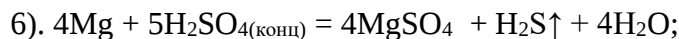
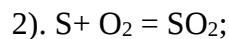
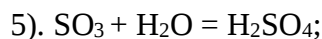
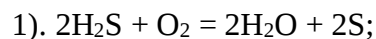
Розв'язок.



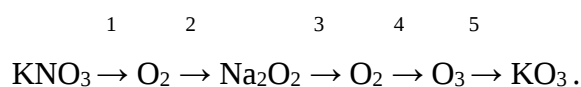
Приклад 4. Здійснити перетворення:



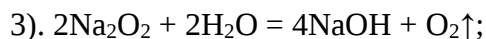
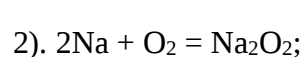
Розв'язок.



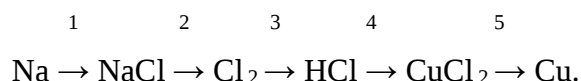
Приклад 5. Здійсніть перетворення:



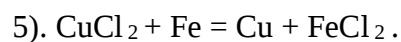
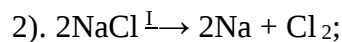
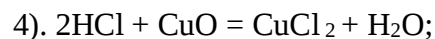
Розв'язок. 1). $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$;

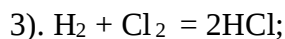


Приклад 6. Здійснити перетворення:

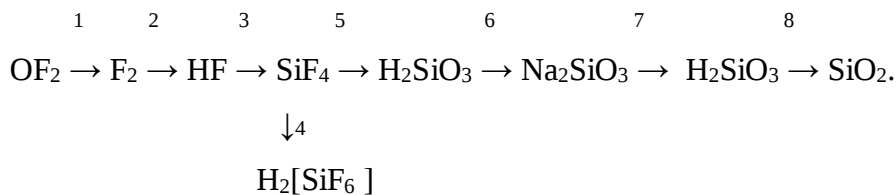


Розв'язок. 1). $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$;





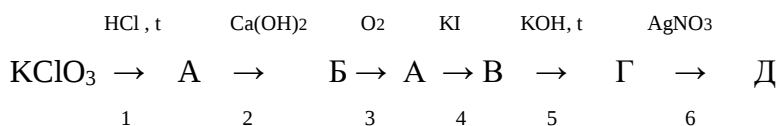
Приклад 7. За допомогою яких реакцій можна здійснити такі перетворення:



Розв'язок.

- 1). $2\text{F}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaF} + \text{OF}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 6). $\text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 2). $\text{F}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HF}$; 7). $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaHCO}_3$;
- 3). $4\text{HF} + \text{SiO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$;
- 4). $\text{SiF}_4 + 2\text{HF} = \text{H}_2[\text{SiF}_6]$;
- 5). $\text{SiF}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 4\text{HF}$;

Приклад 8. Напишіть хімічні рівняння, що відповідають таким перетворення:



Розв'язок.

- 1). $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \xrightarrow{t} 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$; 4). $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = \text{I}_2 + 2\text{KCl}$;
- 2). $\text{Cl}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 5). $3\text{I}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t} 5\text{KI} + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
- 3). $\text{CaOCl}_2 + \text{CO}_2 = \text{Cl}_2 + \text{CaCO}_3 \downarrow$; 6). $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$.

Отже: А - Cl_2 ; Б - CaOCl_2 ; В - I_2 ; Г - KI ; Д - AgI .

Приклад 9. Напишіть у молекулярному вигляді рівняння реакції взаємодії бромної води з хлором у лужному середовищі, якщо продуктом відновлення окисника є хлорид – йони, а продуктом окиснення відновника – бромат – йони. Доберіть коефіцієнти методом електронного балансу і зазначте їх суму.

А. 23. Б. 27. В. 36. Г. 24. Д. 19.



$\sum(\text{коэф.}) = 36$. Отже, В. 36.

Приклад 10. Визначіть і вкажіть формулу оксиду хлору з густиною 3,01 г/дм³.

А. Cl ; Б. Cl_2O ; В. Cl_2O_3 ; Г. ClO_2 ; Д. Cl_2O_2 .

Розв'язок. З визначення густини речовини ρ маємо формулу:

$\rho = M / V_m$; $M = \rho \cdot V_m = 3,01 \cdot 22,4 = 67,4$ г/моль.

Таку молярну масу має хлору (IV) оксид ClO_2 ($35,5 + 32 = 67,5$).

Отже, Б. Cl_2O .

Приклад 11. Обчисліть об'єм води, який треба долити до 800 г розчину хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 35%, щоб одержати розчин з масовою часткою кислоти 20%.

А. 180см^3 ; Б. 200см^3 ; В. 264см^3 ; Г. 150см^3 ; Д. 320см^3 ;

Розв'язок. Скористаємося правилом змішування розчинів:

$$\begin{array}{cc} 35 & 20 \\ | & | \\ \text{---} 20 \text{---} & \\ 0 & 5 \end{array}$$

$$m(35\%) / m(\text{H}_2\text{O}) = 20 / 5 = 4 / 1 \quad 800 / m(\text{H}_2\text{O}) = 1 / 4$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 800 / 4 = 200\text{г}.$$

Оскільки $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1\text{г} / \text{см}^3$, то її об'єм становитиме 200см^3 .

Отже, Б. 200см^3 .

2.6.4. ПЕРЕЛІК ЗАВДАНЬ НА АУДИТОРНУ, САМОСТІЙНУ ТА КОНТРОЛЬНУ РОБОТУ НА ТЕМУ:

«ЕЛЕМЕНТИ ГОЛОВНИХ ПІДГРУП VI-VII ГРУП ПСЕ»

І. Завдання на аудиторну самостійну роботу

1. Які елементи належать до халькогенів?
2. Скільки електронів в елементах VI групи головної підгрупи в зовнішньому електронному шарі? Які ступені окиснення вони здатні виявляти?
3. Охарактеризуйте Оксиген та його основні сполуки.
4. Охарактеризуйте Сульфур та його основні сполуки.
5. Яка загальна формула гідрогеновмісних сполук елементів VI групи головної підгрупи? Яка з кислот найсильніша?
6. Які оксиди характерні для елементів VI групи головної підгрупи? Які ангідриди їм відповідають? Охарактеризуйте їхні властивості.
7. Які лабораторні способи добування кисню?
8. Як у промисловості добувають кисень?
9. Які алотропні видозміни утворює Оксиген?

10. З якими простими речовинами кисень безпосередньо не реагує?
11. Яка роль кисню в природних процесах?
12. Яка роль кисню у промисловості?
13. Які алотропні видозміни утворює Сульфур?
14. Схарактеризуйте хімічні властивості сульфатної кислоти.
15. Як добувають сульфатну кислоту у промисловості?
16. У пробірку вмістили розчини калій перманганату, сульфатної кислоти і натрій нітриту. Калій перманганат знебарвився. Напишіть рівняння окисно-відновної реакції. Які властивості виявляє сіль нітритної кислоти?
17. У пробірку вмістили шматочок мідного дроту і долили концентровану сульфатну кислоту. Які речовини утворились? Напишіть рівняння реакції. Які властивості виявляє сульфатна кислота?
18. У пробірку налили розчини калій перманганату, сульфатної кислоти і сірководневу воду. Чому розчин змінив колір? Напишіть рівняння реакції. Які властивості виявляє сірководень?
19. У пробірку вмістили невелику кількість сірки, долили концентровану нітратну кислоту й обережно нагріли. Який газ виділився? Чому з'явився осад після добавляння в пробірку розчину барій хлориду? Напишіть рівняння реакцій.
20. Напишіть рівняння реакцій, що відповідають такій схемі:



21. Які валентності і ступені окиснення характерні для елементів-галогенів у різних сполуках?
22. Схарактеризуйте фізичні властивості простих речовин – галогенів.
23. Охарактеризуйте більш детально фізичні властивості та фізіологічну дію хлору.
24. Йод є життєвоважливим елементом. Так, він сильно концентрується в щитовидній залозі. Приблизно половина від загального вмісту Йоду в організмі міститься у цій залозі. Визначте, у скільки разів масова частка Йоду в щитовидній залозі більша, ніж в усіх інших тканинах і органах. Масу залози прийняти рівною 25 г, масу тіла людини – 70 кг.
25. Скільки стабільних ізотопів мають елементи:
 - а) Флуор;
 - б) Хлор;
 - в) Бром;
 - г) Йод?
26. Природний Хлор є сумішшю нуклідів ^{35}Cl і ^{37}Cl . На основі відносної атомної маси

Хлору, яка дорівнює 35,5, розрахуйте мольні частки кожного з нуклідів у природному Хлорі.

27. Під час нагрівання йоду до певної температури за атмосферного тиску він, не плавлячись, перетворюється в пару. Як називається явище переходу твердої речовини безпосередньо в газуватий стан?
28. За яких умов кристалічний йод можна розплавити?
29. В яких формах поширені галогени у природі?
30. Солоність Середземного моря досягає 40 проміле. Розрахуйте, яку масу розчинених солей містить 500 г морської води.
31. Як добувають хлор у промисловості і в лабораторіях?
32. Запропонуйте п'ять різних способів добування хлору.
33. Що спільного між лабораторними методами добування хлору, брому та йоду? Чому не можна аналогічним шляхом добути фтор?
34. Який із галогенів є найактивнішим і який – найменш активним відновником?
35. З якими простими речовинами взаємодіють фтор і хлор?
36. У результаті розчинення хлору і бром у воді утворюються хлорна вода і бромна вода. Чому неможливо приготувати фторну і йодну воду?
37. Наведіть приклади не менше трьох реакцій бромної води з представниками різних класів органічних речовин.
38. До якого типу окисно-відновних реакцій відноситься взаємодія хлору і бром з лугами? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
39. Охарактеризуйте фізичні властивості галогеноводнів.
40. Як називаються розчини хлороводню і фтороводню у воді?
41. Охарактеризуйте хімічні властивості хлоридної кислоти.
42. Яка реакція є якісною для виявлення хлорид-, бромід-та йодид-йонів?
43. Запропонуйте способи добування всіх галогеноводнів.
44. Поясніть, чому під час роботи із фторидною кислотою не можна користуватися скляним посудом.
45. Як відрізнити розчин хлоридної кислоти від розчину фторидної? Запропонуйте два способи.
46. За допомогою яких реакцій розчин броміду літію можна відрізнити від розчину фториду калію?
47. Через розчин йодиду калію протягом тривалого часу пропускали струмінь хлору,

а потім випробували розчин на наявність вільного йоду крохмалем, однак посиніння не виявили. Поясніть цей факт.

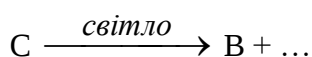
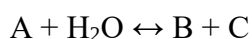
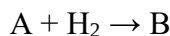
48. Визначте масу йоду, що виділився в результаті взаємодії розчину KI, підкисленого сульфатною кислотою, зі 150 мл 6%-ого розчину перманганату калію (густина 1,04 г/мл).
49. Наведіть не менше п'яти реакцій бромоводню із представниками різних класів органічних сполук.
50. Наведіть не менше трьох реакцій з участю бертолетової солі.
51. Під час нагрівання бертолетової солі за відсутності каталізатора її розклад одночасно йде за двома напрямками:

а) з утворенням кисню;

б) з утворенням хлорату (VII) калію.

Розрахуйте, яка частина (у % від вихідної маси солі) розкладалася за реакціями а) і б), якщо в результаті повного розкладання бертолетової солі добули 33,5 г хлориду калію.

52. Назвіть речовини А, В і С, якщо відомо, що вони вступають у реакції, які описуються такими схемами:

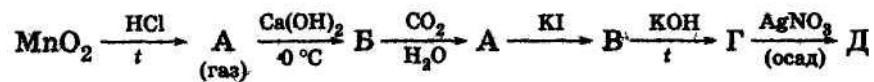


Напишіть повні рівняння реакцій.

53. Газ А під дією концентрованої сульфатної кислоти перетворюється у просту речовину В, яка реагує із сульфідною кислотою з утворенням простої речовини С і розчину вихідної речовини А. Назвіть речовини А, В і С. Напишіть рівняння реакцій.
54. Під час пропускання хлору через розчин сильної кислоти А виділяється проста речовина В і розчин набував темного забарвлення. Якщо продовжувати пропускати хлор, то речовина В перетворюється в кислоту С і розчин знебарвлюється. Назвіть речовини А, В і С. Напишіть рівняння реакцій.
55. Після розчинення хлору у воді з розчину виділилось 11,2 л кисню (н.у.). Знайдіть масу гідроксиду кальцію, необхідну для нейтралізації розчину, що залишився.
56. Деяку кількість речовини хлору розчинили у 150 мл води, після закінчення реакції

з розчину виділилось 1,12 л. кисню (н.у.). Яка масова частка розчиненої речовини, в кінцевому розчині?

57. Напишіть рівняння хімічних реакцій, що відповідають такому ланцюжку перетворень:



58. Як змінюються кислотні властивості речовин у рядах



59. Які речовини прореагували і за яких умов, якщо в результаті утворились такі речовини (вказано всі продукти реакції без коефіцієнтів):

- 1) $\text{BaCl}_2 + \text{KOH}$;
- 2) $\text{CaBr}_2 + \text{HBr}$;
- 3) $\text{KCl} + \text{P}_2\text{O}_5$?

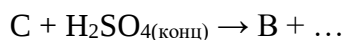
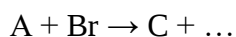
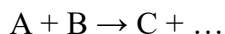
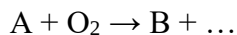
Напишіть повні рівняння реакцій.

60. Яка загальна конфігурація зовнішнього електронного шару в атомів халькогенів?
61. Які валентності мають у своїх сполуках Оксиген і Сульфур? Чому Оксиген не проявляє змінної валентності?
62. Які ступені окиснення може мати Оксиген у своїх сполуках? Який зі ступенів окиснення для нього найбільш характерний?
63. Назвіть алотропні модифікації, які утворюють Оксиген і Сульфур. Які з модифікацій термодинамічно найстійкіші?
64. Опишіть фізичні та хімічні властивості алотропних модифікацій Оксигену та Сульфуру.
65. Дайте власне пояснення, чому кисень і озон за звичайних умов – гази, а сірка – тверда речовина.
66. Яке число стабільних ізотопів має Оксиген?
67. Зобразіть структурну формулу молекули озону.
68. Зобразіть структурну формулу ромбічної сірки.
69. Рідкий кисень притягується магнітом, він має парамагнітні властивості. Поясніть.
70. Яка об'ємна частка кисню у повітрі?
71. Назвіть природні процеси, в результаті яких в атмосфері Землі утворюється озон.
72. Чому можливе руйнування озонового шару Землі викликає велику стурбованість екологів та лікарів?

73. Слово «халькоген» походить від двох грецьких слів, що означають «мідь» і «народжений». Чому таке словосполучення стало Символом елементів саме VI групи?
74. З якими простими речовинами кисень безпосередньо не взаємодіє?
75. Які реакції прийнято називати реакціями горіння?
76. Наведіть приклади реакцій, які показують, що O_3 – сильніший окисник, ніж O_2 .
77. Як добувають кисень у промисловості?
78. До якого класу належать речовини, які утворюються в результаті окиснення металів і неметалів?
79. Яку з названих, нижче сполук необхідна взяти, щоб у результаті термічного розкладання однакових мас цих сполук добути максимальну кількість кисню O_2 : BaO_2 , $KMnO_4$, $NaNb_3$, $KClO_3$?
80. Яка роль кисню у природних процесах?
81. Скільки грамів калій гідроксиду необхідно для нейтралізації 20г 5% розчину сульфітної кислоти?
82. Як діють розбавлений розчин і концентрована сульфатна кислота на магній, золото та алюміній? Напишіть рівняння реакцій.
83. Наведіть приклади рівнянь реакцій, в яких Сульфур є:
 - а) окисником;
 - б) відновником.
84. Охарактеризуйте відношення сірки до кислот і лугів. Складіть рівняння відповідних реакцій,
85. Запропонуйте п'ять різних способів добування елементарної сірки.
86. Яка реакція є якісною на сульфідну кислоту та її розчинні солі?
87. Наведіть рівняння реакцій з участю сірководню, в яких Сульфур:
 - а) не змінює ступеня окиснення;
 - б) змінює ступінь окиснення.
88. Чому масляні фарби, до складу яких входять свинцеві білила ($PbCO_3$), з часом тьмяніють (чорніють)?
89. Вкажіть не менше чотирьох способів добування SO_2 .
90. Наведіть по два приклади реакцій за участю SO_2 , в яких ступінь окиснення Сульфуру: а) підвищується; б) знижується; в) не змінюється.
91. Чим відрізняється дія розведеної і концентрованої сульфатної кислоти на метали?
92. Яка з кислот є більш сильною і чому:
 - а) H_2SO_4 чи H_2SO_3 ;
 - б) H_2SO_4 чи H_2SeO_4 ?

93. Чому не можна сушити сірководень, пропускаючи його через концентровану сульфатну кислоту?

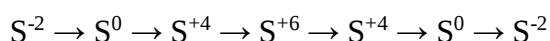
94. Назвіть речовини А, В і С, якщо відомо, що вони вступають в реакції, які описуються такими схемами:



Напишіть повні рівняння реакцій.

95. Внаслідок реакції сполучення двох рідких за звичайної температури оксидів А і В утворюється речовина С, концентрований розчин якої обвуглює сахарозу. Наведіть формули А, В, С і рівняння всіх реакцій.

96. Напишіть рівняння реакцій (вказіть умови), що відповідають такій послідовності зміни ступеня окиснення Сульфуру:



97. Складіть рівняння хімічних реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: сульфатна кислота $\rightarrow$ оксид сульфуру (IV) $\rightarrow$ сульфід кальцію $\rightarrow$ сульфат кальцію.

98. Обміркуйте можливість взаємодії між такими речовинами:

1) сульфатом амонію і сульфатом алюмінію у водному середовищі;

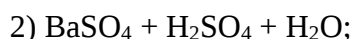
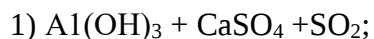
2) сульфідом феруму (II) і сульфатною кислотою;

3) оксидом сульфуру (IV) і фенолятом натрію;

4) сульфатом феруму (II) і магнієм.

Напишіть рівняння можливих реакцій, вкажіть умови, за яких вони протікають.

99. Які речовини прореагували і за яких умов, якщо в результаті утворились такі речовини (вказані всі продукти реакції без коефіцієнтів):



Напишіть повні рівняння реакцій.

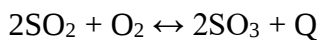
100. Хімічний зв'язок у молекулі S_8 :

а) ковалентний полярний;

б) ковалентний неполярний;

- в) йонний;
- г) металічний.

101. Для зміщення хімічної рівноваги оборотної реакції



в сторону утворення SO_3 необхідно:

- а) підвищити температуру і тиск;
- б) знизити температуру і тиск;
- в) знизити тиск і знизити температуру;
- г) знизити тиск і підвищити температуру.

102. Неметалічні властивості елементів слабшають у ряді:

- а) O; S; Se; Te;
- б) O; Se; Te; S;
- в) Te; Se; S; O;
- г) Te; S; Se; O.

103. Для виділення сірки у вільному стані від інших гірських порід:

- а) сірку розчиняють у воді;
- б) сірку розчиняють у спирті;
- в) сірку сплавляють з залізом;
- г) сірку виплавляють із породи, використовуючи легкоплавкість сірки.

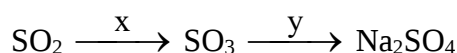
104. Неметалічні властивості найбільш сильно виражені у наступного елемента:

- а) O;
- б) S;
- в) F;
- г) Cl.

105. У лабораторних умовах і в промисловості сульфур (IV) оксид SO_2 одержують:

- а) обпаленням сірчаного колчедану (піриту) FeS_2 ;
- б) окисненням сульфур з допомогою кисню повітря;
- в) дегідратацією H_2SO_3 ;
- г) розкладанням сульфідів.

106. У наведеній схемі хімічних перетворень



на місцях x та y слід записати:

- а) H_2O та NaOH ;

- б) H_2O_2 та NaOH ;
 - в) O_3 та Na_2O ;
 - г) O_2 та NaOH .
107. Висока окисна активність яких молекул обумовлена їх здатністю відщепляти атомарний Оксиген?
- а) O_2 та O_3 ;
 - б) O_2 та H_2O_2 ;
 - в) O_3 та H_2O_2 ;
 - г) O_2 , O_3 та H_2O_2 .
108. Алотропними модифікаціями є:
- а) озон і пероксид гідрогену;
 - б) кристалічна та пластична сірка;
 - в) оксиди SO_3 та SO_2 ;
 - г) гідриди H_2S , H_2Se та H_2Te .
109. Кисень одержують термічним розкладанням:
- а) кальцій карбонату;
 - б) купрум гідроксиду;
 - в) калій перманганату;
 - г) амфотерних оксидів.
110. У молекулі кисню є:
- а) одинарний зв'язок;
 - б) полярний ковалентний зв'язок;
 - в) потрійний зв'язок;
 - г) ковалентний неполярний зв'язок.
111. Розчинність кисню у воді:
- а) зменшується зі зниженням температури;
 - б) не змінюється зі зниженням температури;
 - в) збільшується зі зниженням температури;
 - г) експериментально визначити не можна внаслідок розкладання води при розчиненні кисню.
112. Кисень здатний утворювати:
- а) тільки амфотерні оксиди;
 - б) тільки солетворні оксиди;

- в) тільки несолетворні оксиди;
 - г) солетворні і несолетворні оксиди.
113. Оксиген входить до складу:
- а) гідридів активних металів;
 - б) ангідридів кислот;
 - в) галогенідів неметалів;
 - г) кам'яної солі.
114. До складу оксигеновмісних кислот входить:
- а) атом металу;
 - б) оксиген зі ступенем окиснення -2 ;
 - в) йони амонію;
 - г) оксиген зі ступенем окиснення 0 .
115. Нерозчинними у воді є:
- а) гідрати оксидів d-елементів;
 - б) ангідриди мінеральних кислот;
 - в) середні солі лужних металів;
 - г) кислі солі оксигеновмісних кислот фосфору.
116. Сульфур (IV) оксид:
- а) можна одержати при взаємодії купруму з концентрованою сульфатною кислотою;
 - б) не взаємодіє з натрій гідроксидом;
 - в) взаємодіє з карбон (IV) оксидом;
 - г) не може бути окисником.
117. Розведена сульфатна кислота виявляє властивості:
- а) слабких кислот;
 - б) сильних відновників;
 - в) сильних кислот;
 - г) водовідбираючого засобу.
118. Концентрована сульфатна кислота:
- а) стійка при нагріванні;
 - б) неактивна щодо s-металів;
 - в) слабкий окисник;
 - г) може зберігатися в сталевих балонах.

119. Яке твердження є неправильним?

- а) сірководень є сильним окисником;
- б) сірководень знебарвлює йодну і бромну воду;
- в) ступінь окиснення +4 Сульфур виявляє в сульфатній кислоті;
- г) при сильному нагріванні сірководень розкладається на Сульфур і Гідроген.

II. Завдання для контролю

З чотирьох варіантів відповідей виберіть правильний

№ запитання	Зміст	Варіанти відповідей
1.	Оксиген є елементом	1) s-сімейства; 2) найбільш розповсюдженим у природі; 3) неактивним неметалом; 4) для якого не є характерним явище алотропії.
2.	Який елемент має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^4$?	1) Оксиген; 3) Сульфур; 2) Нітроген; 4) Фосфор.
3.	Природний Оксиген складається з	1) одного стабільного ізотопу; 2) двох стабільних ізотопів; 3) трьох стабільних ізотопів; 4) чотирьох стабільних ізотопів.
4.	Кисень одержують термічним розкладанням	1) кальцій карбонату; 2) купрум гідроксиду; 3) калій перманганату; 4) амфотерних оксидів.
5.	У молекулі кисню є	1) одинарний зв'язок; 2) полярний ковалентний зв'язок; 3) потрійний зв'язок; 4) ковалентний неполярний зв'язок.
6.	Атом Оксигену має позитивний ступінь	1) у сполуках із Флюором; 2) у сполуках з активними металами;

	окиснення	3) у оксигеновмісних кислотах; 4) в пероксидах неметалів.
7.	Сполука BaO_2 належить до	1) пероксидів; 2) оксидів; 3) кислотних ангідридів; 4) змішаних оксидів.
8.	Яке твердження є неправильним?	1) озон активніший кисню; 2) озон є сильним окисником; 3) молекула озону двохатомна; 4) озон є алотропною модифікацією кисню.
9.	Розчинність кисню у воді	1) зменшується зі зниженням температури; 2) не змінюється зі зниженням температури; 3) збільшується зі зниженням температури; 4) експериментально визначити не можна внаслідок розкладання води при розчиненні кисню.
10.	Йонний зв'язок характерний для сполук Оксигену з...	1) неметалами; 2) галогенами; 3) активними металами; 4) Сульфуром і Фосфором.
11.	Кисень здатний утворювати	1) тільки амфотерні оксиди; 2) тільки солеотворні оксиди; 3) тільки несолеотворні оксиди; 4) солеотворні і несолеотворні оксиди.
12.	Яке твердження є правильним?	1) кисень добре розчиняється у воді; 2) пероксиди є окисниками; 3) сполуки Оксигену з металами називаються ангідридами; 4) сполуки Оксигену з неметалами називаються інтерметалідами.
13.	Оксиген	1) бере участь у процесах корозії; 2) не взаємодіє з лужними металами; 3) не взаємодіє з Флюором;

		4) входить до складу карналіту.
14.	Оксиген входить до складу	1) гідридів активних металів; 2) ангідридів кислот; 3) галогенідів Неметалів; 4) кам'яної солі.
15.	Не містять у своїй сполуці Оксигену	1) амфотерні оксиди; 2) пероксиди металів; 3) сульфідів металів; 4) нерозчинні у воді основи.
16.	До складу кисневих кислот входить (входять)	1) атоми металу; 2) Оксиген зі ступенем окиснення – 2; 3) іони амонію; 4) Оксиген зі ступенем окиснення 0.
17.	Нерозчинними у воді є	1) гідрати оксидів d-елементів; 2) ангідриди мінеральних кислот; 3) середні солі лужних металів; 4) кислі солі кисневмісних кислот фтору.
18.	Флюор у сполуках з Оксигеном має ступінь окиснення	1) +2 або +1; 2) –1; 3) 0; 4) 0 або +1.
19.	Іон O_2^{2-} називається	1) надоксид-йоном; 2) оксид-йоном; 3) гіпооксид-йоном; 4) пероксид-йоном.
20.	Яке твердження є неправильним?	1) у сполуках із Флюором (OF_2 і O_2F_2) спільні електронні парії зміщені до Оксигену; 2) енергія зв'язку O – O приблизно вдвічі менша енергії зв'язку H – O; 3) озон – речовина нестійка; 4) озон утворюється при грозових розрядах.

21.	Сульфур є	1) елементом s-сімейства 2) елементом р-сімейства; 3) неактивним неметалом; 4) елементом для якого нехарактерне явище алотропії.
22.	Атом Сульфуру має електронну формулу	1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4$; 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
23.	У природі сульфур перебуває у вигляді	1) кріоліту; 2) апатитів; 3) свинцевого блиску; 4) кам'яної соди.
24.	Сульфур одержують	1) термічним розкладанням сірковмісних кислот; 2) термічним розкладанням сульфатів важких металів; 3) виплавлянням самородної сірки; 4) електролізом водних розчинів сульфатів.
25.	Для сульфуру є характерними	1) висока розчинність у воді; 2) висока хімічна стійкість; 3) кристалічна будова; 4) утворення алотропних модифікацій.
26.	Атом Сульфуру має позитивний ступінь окиснення	1) у сполуках з Оксигеном; 2) у сполуках з Нітрогеном; 3) у сульфідах; 4) персульфідах.
27.	Стійким ступенем окиснення Сульфуру є	1) +6; 3) -1; 2) +1; 4) -2.
28.	Яке твердження є неправильним?	1) найбільш стійким є ромбічний сульфур; 2) утворення сульфідів відбувається при нагріванні; 3) при взаємодії з більш активними неметалами сульфур є окисником; 4) Сульфур не взаємодіє з Аурумом.
29.	Пірит має формулу	1) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$; 2) PbS ; 3) FeS_2 ;

		4) ZnS.
30.	Молекула ромбічного сульфуру складається з	1) лінійних чотириатомних молекул; 2) восьми атомів, що утворюють кільце; 3) розгалужених молекул з числом атомів 10 і більше; 4) шестиатомних молекул.
31.	Сульфур здатний утворювати	1) фосфіди; 2) нітриди; 3) ацетиленіди; 4) сульфіді.
32.	Яке твердження є правильним?	1) сульфідна кислота є сильною кислотою; 2) сульфідний ангідрид є кислотним оксидом; 3) сульфатна кислота не змішується з водою; 4) ступінь окиснення Сульфуру в сульфатній кислоті +4.
33.	Сульфур (IV) оксид	1) можна одержати при взаємодії Купруму з концентрованою сульфатною кислотою; 2) не взаємодіє з натрій оксидом; 3) взаємодіє з карбон (IV) оксидом; 4) не може бути окисником.
34.	Сульфур зі ступенем окиснення +6 входить до складу	1) сульфідів активних металів; 2) солей сульфатної кислоти; 3) сульфідної кислоти; 4) пластичної сірки.
35.	Розведена сульфатна кислота виявляє властивості	1) слабких кислот; 2) сильних відновників; 3) сильних кислот; 4) водовідбираючого засобу.
36.	Сульфатний (сірчаний) ангідрид	1) погано розчиняється у воді; 2) містить Сульфур зі ступенем окиснення +6; 3) не взаємодіє з оксидами активних металів; 4) не є окисником.

37.	Реактивом для якісного виявлення сульфат-іона є	1) іон Барію; 2) іон Калію; 3) червона кров'яна сіль; 4) індикаторний папір.
38.	При контактному способі одержання сульфатної кислоти	1) сірчистий газ окиснюється нітроген (IV) оксидами; 2) обпалюють залізний колчедан FeS_2 ; 3) використовують термічне розкладання солей сульфатної кислоти; 4) використовують термічне розкладання ангідридів сульфуру.
39.	Концентрована сульфатна кислота	1) стійка при нагріванні; 2) неактивна щодо s-металів; 3) слабкий окисник; 4) може зберігатися в сталевих балонах.
40.	Яке твердження є неправильним?	1) сірководень є сильним окисником; ; 2) сірководень знебарвлює йодну і бромну воду; 3) ступінь окиснення +4 Сульфур виявляє в сульфітній кислоті; 4) при сильному нагріванні сірководень розкладається на Сульфур і Гідроген.
41.	Електронна формула $1s^2 2s^2 2p^4$ відповідає атому:	а) оксигену; б) сульфуру; в) нітрогену; г) фосфору.
42.	Електронна формула атома Флуору та йона Флуору:	а) $1s^2 2s^2 2p^5$ і $1s^2 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$ і $1s^2 2s^2 2p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

43.	Електронна формула атома Хлору та йона Хлору:	а) $1s^2 2s^2 2p^5$ і $1s^2 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$ і $1s^2 2s^2 2p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ і $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
44.	В реакції $P + x \rightarrow KCl + P_2O_5$, яка відбувається, наприклад, при згорянні сірника, речовина "х" використовується:	а) окисник $KClO_3$; б) відновник $KClO_3$; в) окисник $KClO_4$; г) відновник $KClO_4$.
45.	Найбільш сильною кислотою є:	а) $HClO_3$; в) $HClO$; б) $HClO_2$; г) $HClO_4$.

ДОДАТКИ

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ. БУДОВА АТОМІВ

1 Періодична система хімічних елементів Д. І. Менделєєва

ПЕРІОДИ	Г Р У П И															
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
1	H ¹ Гідроген 1s ¹														He ² Гелій 1s ²	
2	Li ³ Літій [He]2s ¹		Be ⁴ Берилій [He]2s ²		B ⁵ Бор [He]2s ² 2p ¹		C ⁶ Вуглець [He]2s ² 2p ²		N ⁷ Азот [He]2s ² 2p ³		O ⁸ Кисень [He]2s ² 2p ⁴		F ⁹ Флуор [He]2s ² 2p ⁵		Ne ¹⁰ Неон [He]2s ² 2p ⁶	
3	Na ¹¹ Натрій [Ne]3s ¹		Mg ¹² Магній [Ne]3s ²		Al ¹³ Алюміній [Ne]3s ² 3p ¹		Si ¹⁴ Силіцій [Ne]3s ² 3p ²		P ¹⁵ Фосфор [Ne]3s ² 3p ³		S ¹⁶ Сульфур [Ne]3s ² 3p ⁴		Cl ¹⁷ Хлор [Ne]3s ² 3p ⁵		Ar ¹⁸ Аргон [Ne]3s ² 3p ⁶	
4	K ¹⁹ Калій [Ar]4s ¹		Ca ²⁰ Кальцій [Ar]4s ²		Sc ²¹ Скандій [Ar]3d ¹ 4s ²		Ti ²² Титан [Ar]3d ² 4s ²		V ²³ Ванадій [Ar]3d ³ 4s ²		Cr ²⁴ Хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹		Mn ²⁵ Манган [Ar]3d ⁵ 4s ²		Fe ²⁶ Залізо [Ar]3d ⁶ 4s ²	
	29 Cu ^{63,546} [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Купрум		30 Zn ^{65,39} [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Цинк		31 Ga ^{69,723} [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Галій		32 Ge ^{72,59} [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Германій		33 As ^{74,922} [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Арсен		34 Se ^{78,96} [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Селен		35 Br ^{79,904} [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Бром		36 Kr ^{83,80} [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Криптон	
	37 Rb ^{85,468} [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Рубідій		38 Sr ^{87,62} [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Стронцій		39 Y ^{88,906} [Kr]4d ¹ 5s ² Йттрій		40 Zr ^{91,224} [Kr]4d ² 5s ² Цирконій		41 Nb ^{92,906} [Kr]4d ⁴ 5s ¹ Ніобій		42 Mo ^{95,94} [Kr]4d ⁵ 5s ¹ Молибден		43 Tc ^[99] [Kr]4d ⁵ 5s ² Технецій		44 Ru ^{101,07} [Kr]4d ⁶ 5s ¹ Рутеній	
	47 Ag ^{107,87} [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Срібло		48 Cd ^{112,41} [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Кадмій		49 In ^{114,82} [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Індій		50 Sn ^{118,71} [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Станум		51 Sb ^{121,75} [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Стібій		52 Te ^{127,60} [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Телур		53 I ^{126,90} [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Йод		54 Xe ^{131,29} [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Ксенон	
	55 Cs ^{132,91} [Xe]5s ¹ Цезій		56 Ba ^{137,33} [Xe]5s ² Барій		*La ^{138,91} [Xe]5d ¹ 6s ² Лантан		72 Hf ^{178,49} [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Гафній		73 Ta ^{180,95} [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал		74 W ^{183,85} [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Вольфрам		75 Re ^{186,21} [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Реній		76 Os ^{190,2} [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Осмій	
	79 Au ^{196,97} [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото		80 Hg ^{200,59} [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть		81 Tl ^{204,38} [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Талій		82 Pb ^{207,2} [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Свинець		83 Bi ^{208,98} [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Бісмут		84 Po ^[209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Полоній		85 At ^[210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Астат		86 Rn ^[222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Радон	
	87 Fr ^[223] [Rn]7s ¹ Францій		88 Ra ^{226,02} [Rn]7s ² Радій		**Ac ^[227] [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² Актиній		104 Db ^[261] [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² Дубній		105 Jl ^[262] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² Джоліотій		106 Rf ^[261] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² Резерфордій		107 Bh ^[262] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² Борій		108 Hn ^[265] [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² Ганій	
*Лантаноїди																
58	Ce ^{140,12} Церій [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr ^{140,91} Протактиній [Xe]4f ² 5d ¹ 6s ²	60 Nd ^{144,24} Неодим [Xe]4f ³ 5d ¹ 6s ²	61 Pm ^[147] Прометій [Xe]4f ⁴ 5d ¹ 6s ²	62 Sm ^{150,36} Самарій [Xe]4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	63 Eu ^{151,96} Європій [Xe]4f ⁶ 5d ¹ 6s ²	64 Gd ^{157,25} Гадоліній [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²									
65	Tb ^{158,93} Тербій [Xe]4f ⁹ 5d ¹ 6s ²	66 Dy ^{162,5} Диспроцій [Xe]4f ¹⁰ 5d ¹ 6s ²	67 Ho ^{164,93} Гольмій [Xe]4f ¹¹ 5d ¹ 6s ²	68 Er ^{167,26} Ербій [Xe]4f ¹² 5d ¹ 6s ²	69 Tm ^{168,93} Тульній [Xe]4f ¹³ 5d ¹ 6s ²	70 Yb ^{173,04} Йттрій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	71 Lu ^{174,97} Лютецій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²									
**Актиноїди																
90	Th ^{232,04} Торій [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	91 Pa ^[231] Протактиній [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	92 U ^{238,03} Уран [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np ^[237] Нептуній [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu ^[244] Плутоній [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	95 Am ^[243] Амерцій [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	96 Cm ^[247] Курій [Rn]5f ⁸ 6d ¹ 7s ²									
97	Bk ^[247] Берклій [Rn]5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	98 Cf ^[251] Каліфорній [Rn]5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	99 Es ^[252] Ейнштейній [Rn]5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²	100 Fm ^[257] Фермій [Rn]5f ¹² 6d ¹ 7s ²	101 Md ^[258] Менделєєв [Rn]5f ¹³ 6d ¹ 7s ²	102 No ^[259] Нобелій [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	103 Lr ^[260] Лоуренцій [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²									

Примітки: 1. 30 серпня 1997 р. Міжнародна спілка теоретичної та прикладної хімії (IUPAC) затвердила нові назви для деяких трансуранових елементів: 104 — Резерфордій Rf, 105 — Дубній Db, 106 — Сиборгій Sg, 108 — Гасій Hs.

2. У правій верхній частині таблиці на прикладі елемента Fe наведено константи, що подаються до кожного елемента періодичної системи.
3. У квадратних дужках подано масове число найстабільнішого ізотопу даного елемента.

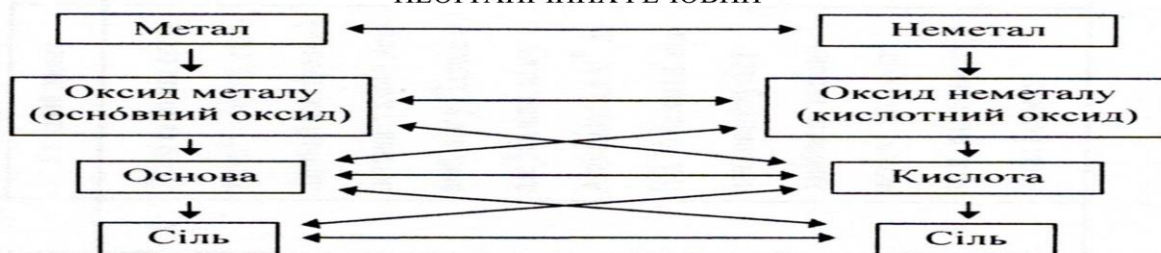
2. Розподіл електронів у атомах

Протонне число	Період	Символ елемента	Енергетичні рівні і підрівні																Електронна родина елемента				
			K		L			M			N				O					P			Q
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p		6d	7s		
1	I	H	1																		s - елементи		
2		He	2	8		18			32				32										
3	II	Li	2	1																s - елементи			
4		Be	2	2																			
5		B	2	2	1															p - елементи			
6		C	2	2	2																		
7		N	2	2	3																		
8		O	2	2	4																		
9		F	2	2	5																		
10		Ne	2	2	6																		
11	III	Na	2	2	6	1													s - елементи				
12		Mg	2	2	6	2																	
13		Al	2	2	6	2	1												p - елементи				
14		Si	2	2	6	2	2																
15		P	2	2	6	2	3																
16		S	2	2	6	2	4																
17		Cl	2	2	6	2	5																
18		Ar	2	2	6	2	6																

3 Електронегативність елементів (за Л. Полінгом)

Періоди	Ряди	Групи елементів																
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
1	1	H 2,2															He —	
2	2	Li 1,0		Be 1,5			B 2,0		C 2,5		N 3,0		O 3,5		F 4,0		Ne —	
3	3	Na 0,9		Mg 1,2			Al 1,5		Si 1,8		P 2,1		S 2,5		Cl 3,0		Ar —	
4	4	K 0,8		Ca 1,0		Sc 1,3		Ti 1,5		V 1,6		Cr 1,6		Mn 1,5		Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8
	5		Cu 1,9		Zn 1,6		Ga 1,6		Ge 1,8		As 2,0		Se 2,4		Br 2,8			Kr —
5	6	Rb 0,8		Sr 1,0		Y 1,3		Zr 1,4		Nb 1,6		Mo 1,8		Tc 1,9		Ru 2,2	Rh 2,3	Pd 2,2
	7		Ag 1,9		Cd 1,7		In 1,7		Sn 1,8		Sb 1,9		Te 2,1		I 2,5			Xe —
6	8	Cs 0,7		Ba 0,9		La 1,1		Hf 1,3		Ta 1,5		W 1,7		Re 1,9		Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,3
	9		Au 2,4		Hg 1,9		Tl 1,8		Pb 1,8		Bi 1,9		Po 2,0		At 2,2			Rn —
7	10	Fr 0,7		Ra 0,9		Ac 1,1												

4. ГЕНЕТИЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК МІЖ КЛАСАМИ НЕОРГАНІЧНИХ РЕЧОВИН



5. Ряд розряджання на катоді деяких катіонів

Катіони активних металів	Катіони менш активних металів	Катіони малоактивних металів
$\text{Li}^+, \text{Cs}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	$\text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Hg}^{2+}, \text{Au}^{3+}$
Важко розряджаються	Продукти електролізу у водному розчині:	
тільки H_2	одночасно метал і H_2	тільки метал

6 Ряд розряджання на аноді деяких аніонів

Аніони оксигеновмісних кислот	Гідроксид-іони та аніони безоксигенових кислот
PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , NO_3^- , ClO_4^- тощо	OH^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}
Важко розряджаються	Легко розряджаються
Продукти електролізу у водному розчині:	
O_2	продукти окиснення гідроксид-іонів та аніонів безоксигенових кислот (O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , S)

7 Розчинність основ, кислот, амфотерних гідроксидів та солей у воді (при 20–25 °C)*

Катіон Аніон	H^+	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Zn^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}
OH^-		р	р	р	р	м	м	р	н	н	н	н	н	н	н	н	—	—
F^-	р	р	м	рм	р	м	м	м	м	р	р	р	м	н	м	р	р	реар
Cl^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	н	р
Br^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	н	м
I^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	м	—	н	м
S^{2-}	р	р	р	р	р	реар	реар	р	реар	реар	н	н	н	реар	н	н	н	н
SO_3^{2-}	р	р	р	р	р	р	м	м	—	—	р	м	м	—	м	—	н	реар
SO_4^{2-}	р	р	р	р	р	р	м	н	р	р	р	р	р	р	м	р	м	р
NO_3^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
PO_4^{3-}	р	р	м	р	р	м	н	н	н	н	н	м	н	н	н	реар	н	реар
CO_3^{2-}	р	р	р	р	р	м	н	н	—	—	н	н	н	—	н	реар	м	—
CH_3COO^-	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р

Умовні позначення. р — розчинні (більше 1 г у 100 г води); м — малорозчинні (від 1 до 0,001 г у 100 г води); н — нерозчинні (менше 0,001 г у 100 г води); риска — не існують; реар — не утворюються при обмінній реакції між двома солями, бо реагують з водою (зазнають гідролізу) з утворенням нерозчинних основних солей або гідроксидів.

* Попель П. П. Сучасний погляд на електроліти та їх перетворення // Біологія і хімія в школі.— 1997.— № 1.— С. 7

8. Розчинність деяких неорганічних речовин у воді залежно від температури (у перерахунку на зневоднену сіль)

Формула безводної солі	Вміст кристалізаційної води	Розчинність солі, г/л, за температури, °C										
		0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
AgNO ₃	—	1252	1725	2279	2846	3425	4051	4650	5410	6353	7475	9000
AlCl ₃	6H ₂ O	438	449	459	466	473	—	481	—	486	—	490
Al(NO ₃) ₃	9H ₂ O	600	667	739	818	887	961	1062	1174	1326	1532	1597
Al ₂ (SO ₄) ₃	18H ₂ O	312	335	364	404	457	522	592	662	731	868	890
BaCl ₂	2H ₂ O	316	333	357	382	407	436	464	494	524	—	588
Ba(NO ₃) ₂	H ₂ O	458	570	704	876	1080	1262	1584	1843	2135	2559	3132
Ca(NO ₃) ₂	4H ₂ O	1021	1153	1293	1526	1960	—	—	—	—	—	—
CaSO ₄	2H ₂ O	1,759	1,928	2,036	2,090	2,097	—	2,047	1,974	1,936	—	1,619
CaCl ₂	2H ₂ O	—	—	—	—	—	—	1368	1417	1470	1527	1590
CuCl ₂	2H ₂ O	686	709	727	773	808	842	876	923	961	1036	1100
CuSO ₄	5H ₂ O	143	174	207	250	285	333	400	471	550	642	754
FeCl ₂	4H ₂ O	501	590	626	658	692	733	773	842	905	—	—
FeCl ₃	6H ₂ O	744	818	919	1068	—	—	—	—	—	—	—

Fe(NO ₃) ₃	9H ₂ O	672	—	825	—	1048	—	—	—	—	—	—
FeSO ₄	7H ₂ O	156,5	205	265	329	402	486	—	—	—	—	—
HgCl ₂	—	43	56	66	83	99	111	149	172	242	372	636
K ₂ CO ₃	1,5H ₂ O	1053	1083	1105	1137	1169	1213	1268	1335	1398	1475	1557
KBr	—	535	595	655	706	755	802	851	900	950	992	1040
KCl	—	276	310	340	370	400	426	455	481	511	540	567
KClO ₃	—	33	50	74	105	140	193	259	325	397	477	562
K ₂ CrO ₄	—	582,6	600	618,1	634	652,9	666,7	686,3	703,6	721,2	739	755
K ₂ Cr ₂ O ₇	—	50	70	120	201	269	370	469	580	701	821	970
KI	—	1275	1360	1440	1520	1600	1680	1760	1840	1920	2000	2080
KMnO ₄	—	28,3	44	64	90	125,6	168,9	222	—	—	—	—
KNO ₃	—	133	209	316	458	639	855	1100	1380	1690	2020	2460
K ₂ SO ₄	—	73,5	92,2	111,1	129,7	147,6	165,6	181,7	197,5	214	224	241
MgCl ₂	6H ₂ O	528	535	545	—	575	—	610	635	660	695	730
Mg(NO ₃) ₂	6H ₂ O	626	653	701	748	789	845	912	—	1062	1381	—
MgSO ₄	6H ₂ O	—	—	445	454	458	504	550	595	642	—	—
NH ₄ Cl	—	294	333	372	414	458	504	552	602	656	713	773
NH ₄ NO ₃	—	1183	—	1920	2418	2970	3440	4210	4990	5800	7400	8710

Формула безводної солі	Вміст кристалізаційної води	Розчинність солі, г/л, за температури, °C										
		0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
(NH ₄) ₂ SO ₄	—	701	727	754	782	812	843	871	906	941	978	1017
Na ₂ CO ₃	H ₂ O	—	—	—	—	485	—	464	462	458	457	455
NaCl	—	357	358	360	363	366	370	373	378	384	390	398
NaHCO ₃	—	69	81,5	96	111	127	144,5	164	—	—	—	—
NaNO ₃	—	730	800	880	960	1040	1140	1240	—	1480	—	1800
Na ₂ SO ₄	—	—	—	—	—	488	467	453	441	437	429	425
Pb(NO ₃) ₂	—	388	483	565	660	750	850	950	—	1150	—	1388

Примітка. Наведено вміст кристалізаційної води у твердій фазі, яка перебуває в рівновазі з насиченим розчином.

8. Форми запису і назви розчинів з різними молярними концентраціями розчиненої речовини
(на прикладі розчину гідроксиду натрію)

Форма запису		Назва розчину
рекомендована	допустима	
$C(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л}$	$1M \text{ NaOH}$	Одномолярний розчин гідроксиду натрію
$C(\text{NaOH}) = 2 \text{ моль/л}$	$2M \text{ NaOH}$	Двомолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль/л}$	$0,1M \text{ NaOH}$	Децимолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ моль/л}$	$0,2M \text{ NaOH}$	Дводецимолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л}$	$0,5M \text{ NaOH}$	Півмолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ моль/л}$	$0,01M \text{ NaOH}$	Сантимолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,03 \text{ моль/л}$	$0,03M \text{ NaOH}$	Трисантимолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,001 \text{ моль/л}$	$0,001M \text{ NaOH}$	Мілімолярний
$C(\text{NaOH}) = 0,004 \text{ моль/л}$	$0,004M \text{ NaOH}$	Чотиримілімолярний

9 Розчинність газів у воді
(за температури 0°C і тиску $101\,325 \text{ Па}$)

Назва газу	Формула	Розчинність	
		г/л	см ³ /л
Аміак	NH_3	895	1 300 000
Хлороводень	HCl	825	507 000
Оксид сульфуру(IV)	SO_2	228,3	79 690
Хлор	Cl_2	14,6	4610
Сірководень	H_2S	7,07	4670
Оксид карбону(IV)	CO_2	3,35	1713
Кисень	O_2	0,0695	49,2
Озон	O_3	0,615	49,4
Оксид карбону(II)	CO	0,044	35,4
Азот	N_2	0,029	23,5
Водень	H_2	0,0019	21,5
Метан	CH_4	0,0396	55,6

10 Розчинність основ і солей у воді (за температури 18 °C)

Аніон Катіон	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺
Cl ⁻	329,5	358,6	777,9	0,313	372,4	510,9	731,9	558,1	203,9	14,9
Br ⁻	658,6	887,6	1687	4,1	1036	965,2	1433	1031	4782	5,98
I ⁻	1375	1779	1615	0,635	2014	692	20,00	1482	4190	0,8
F ⁻	925,6	44,4	2,7	1954	1,6	0,12	0,016	0,087	0,05	0,7
NO ₃ ⁻	303,4	839	714,3	2134	87,4	662,7	1218	743,1	1178	516,6
OH ⁻	1429	1164	120,4	—	37	17,7	1,7	0,001	0,35	0,1
SO ₄ ²⁻	111,2	168,3	356,4	5,5	0,323	0,11	2,0	354,3	531,2	0,041
CrO ₄ ²⁻	637,6	612,1	1116	0,025	0,335	1,2	3,4	730	—	0,42
C ₂ O ₄ ²⁻	303,7	33,4	72,2	0,035	0,085	0,046	0,356	0,3	0,3	0,315
CO ₃ ²⁻	1080	193,9	13	0,03	0,023	0,011	0,013	1	0,04	0,31

П р и м і т к а. Наведено масу речовини в грамах, яка за температури 18 °C може розчинитися в 1 л води й утворити насичений розчин.

11 . Взаємозв'язок між концентрацією іонів Гідрогену, величиною водневого показника і реакцією розчину



[H⁺] = 10⁻⁷ моль/л, pH = 7 (рОН = 7) — нейтральний розчин;

[H⁺] > 10⁻⁷ моль/л, pH < 7 (рОН > 7) — кислий розчин;

[H⁺] < 10⁻⁷ моль/л, pH > 7 (рОН < 7) — лужний розчин.

12 Інтервали переходу забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Водневий показник рН														
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Лакмус	Червоний						Інтервал переходу 6,0—8,0		Синій						
Метилловий оранжевий	Червоний			Інтервал переходу 3,1—4,4		Жовтий									
Фенолфталеїн	Безбарвний								Інтервал переходу 8,2—10,0		Малиновий				

13 Класифікація природних вод за твердістю

Вода	Загальна твердість T , ммоль-екв/л
М'яка	До 2
Середньої твердості	2—10
Тверда	Понад 10

15 Класифікація ґрунтів за величиною рН ґрунтового розчину

14. Оптимальні діапазони рН ґрунту для вирощування різних сільськогосподарських культур

Культура	Діапазон рН
Картопля	4,8—5,7
Жито	5,0—6,0
Ріпа	5,8—6,8
Ячмінь	7,0—7,5
Цукровий буряк	7,0—7,5
Пшениця	6,5—7,5

Ґрунти	Діапазон рН
Сильнокислі	3...4
Кислі	4...5
Слабокислі	5...6
Нейтральні	6...7
Слабколужні	7...8
Лужні	8...9
Сильнолужні	9...11

16 Кислотність деяких біологічних систем та інших розчинів

Система (розчин)	Водневий показник pH	Реакція середовища
Розчин хлоридної кислоти ($C(HCl) = 1$ моль/л)	0	Сильнокисла
Шлунковий сік	1,0—1,8	»
Лимонний сік	2,1	»
Апельсиновий сік	2,6—4,4	Сильнокисла – слабкокисла
Яблучний сік	2,5—3,7	Сильнокисла – помірно кисла
Столовий оцет	3,0	Помірно кисла
Вино	3,5	Те саме
Щавель	3,74	»
Торф'яна вода	4,0	»
Томатний сік	4,1	Слабкокисла
Сеча	4,8—7,5	Слабкокисла – слабколужна
Чорна кави	5,0	Слабкокисла
Редька	5,3	»
Картопля	5,9	»
Піт	6,0	»
Шкіра	6,2—7,5	Слабкокисла – слабколужна
Печінка	6,4—7,4	Те саме
Дощова вода	6,5	Слабкокисла
Молоко	6,6—6,9	»
Слина	6,35—6,85	»
Чиста вода (24 °C)	7,0	Нейтральна
Спинний мозок	7,35—7,45	Слабколужна
Плазма крові	7,35—7,45	»

Система (розчин)	Водневий показник pH	Реакція середовища
Сльози	7,4	Слабколужна
Лімфа	7,4	»
Жовч у протоках	7,4—8,5	»
Водопровідна вода	7,5	»
Білок курячого яйця	8,0	»
Морська вода	8,0	»
Розчин питної соди	8,5	»
Вапняна вода	10,5	Помірно лужна
Нашатирний спирт	11,9	Сильнолужна
Розчин гідроксиду натрію ($C(NaOH) = 1$ моль/л)	14,0	»

17 Зміна забарвлення індикаторного паперу

Індикаторний папір	Забарвлення в середовищі	
	кислому	лужному
Лакмусовий синій	Червоне	Синє
Лакмусовий червоний	Червоне	Синє
Метилоранжевий	Червоне	Жовте
Фенолфталеїновий	Безбарвне	Малинове

18 Зміна забарвлення жовтого універсального індикаторного паперу залежно від рН розчину

Водневий показник рН	Забарвлення
1	Червоне
2	Рожево-червоне
3	Інтенсивно оранжеве
4	Світло-оранжеве
5	Світло-жовте
6	Темно-жовте
7	Салатове
8	Зелене
9	Синьо-зелене
10	Синє

19 Склад окремих видів палива (усереднені дані)

Вид палива	Склад горючої маси, %				Волога, %	Зола, %
	С	Н	О + N	S		
Кам'яне вугілля Донбасу	82,0	5,0	13,0	2—6	3—8	14,5
Буре вугілля	70,0	5,5	24,5	2—3	50	4,0
Горючі сланці	75,0	10,0	15,0	3,5	13,5	50,0
Торф	59,0	6,0	35,0	0,4	25	4,5
Деревина	40—50	6,0	42,0	0,1	30—40	0,4

20 Середній сольовий склад води океанів

Сіль	Формула	Вміст, г/кг води
Хлорид натрію	NaCl	27,2
Хлорид магнію	MgCl ₂	3,8
Сульфат кальцію	CaSO ₄	1,3
Сульфат магнію	MgSO ₄	1,6
Карбонат кальцію	CaCO ₃	0,1
Бромід магнію	MgBr ₂	0,1

21 Типові ступені окиснення деяких елементів

Назва елемента	Хімічний символ	Ступінь окиснення	Приклад сполуки
Алюміній	Al	+3	Al ₂ O ₃
Арсен	As	-3	AsH ₃
		+3	As ₂ O ₃
		+5	H ₃ AsO ₄
Аурум	Au	+1	Au ₂ O
		+3	Au ₂ O ₃
Барій	Ba	+2	BaO
Берилій	Be	+2	BeO
Бор	B	+3	H ₃ BO ₃
Ванадій	V	+2	VO
		+3, +4	V ₂ O ₃ , VO ₂
		+5	V ₂ O ₅
Гідроген	H	-1	NaH
		+1	H ₂ O
Германій	Ge	+2	GeO
		+4	GeO ₂
Іод	I	-1	KI
		+1	KIO
		+3	ICl ₃
		+5	KIO ₃
		+7	KIO ₄
Калій	K	+1	KCl
Кальцій	Ca	+2	CaO
Карбон	C	+2	CO
		+4	CO ₂
Купрум	Cu	+1	Cu ₂ O
		+2	CuO
Літій	Li	+1	LiOH
Магній	Mg	+2	MgO

Назва елемента	Хімічний символ	Ступінь окиснення	Приклад сполуки
Манган	Mn	+2	MnCl ₂
		+3	Mn ₂ O ₃
		+4	MnO ₂
		+6	K ₂ MnO ₄
Натрій	Na	+7	KMnO ₄
Нікел	Ni	+1	NaOH
		+2	NiCl ₂
Нітроген	N	+3	NiCl ₃
		-3	NH ₃
		-2	N ₂ H ₄
		-1	NH ₂ OH
		+1	N ₂ O
		+2	NO
		+3	HNO ₂
		+4	NO ₂
Оксиген	O	+5	HNO ₃
		-2	H ₂ O
		-1	H ₂ O ₂
Плombум	Pb	+2	OF ₂
		+2	PbCl ₂
Силіцій	Si	+4	PbO ₂
Сульфур	S	+4	SiO ₂
		-2	H ₂ S
Ферум	Fe	+4	SO ₂
		+6	H ₂ SO ₄
		+2	FeCl ₂
		+3	FeCl ₃
Фосфор	P	+6	Na ₂ FeO ₄
		-3	PH ₃
Флуор	F	+5	P ₂ O ₅
		-1	CaF ₂

продовження

Назва елемента	Хімічний символ	Ступінь окиснення	Приклад сполуки
Хлор	Cl	-1	NaCl
		+1	NaClO
		+3	NaClO ₂
		+5	KClO ₃
		+7	HClO ₄
Хром	Cr	+2	CrO
		+3	Cr ₂ O ₃
		+6	K ₂ CrO ₄
Цинк	Zn	+2	ZnO

21 Стандартні електродні потенціали E_{298}^0

у водних розчинах
($C_{\text{іон}} = 1 \text{ M}$; всі іони гідратовані)

Електродна реакція			$E_{298}^0, \text{В}$
Окиснений стан	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	Відновлений стан	-3,01
Дуже слабкі окисники	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	Дуже сильні відновники	-2,98
	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$		-2,92
	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$		-2,90
	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$		-2,87
	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$		-2,71
	$\text{Ac}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ac}$		-2,60
	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$		-2,52
	$\text{Ce}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ce}$		-2,48
	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$		-2,36
	$\text{Yb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Yb}$		-2,27
	$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sc}$		-2,08
	$\text{Th}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Th}$		-1,90
	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$		-1,85
	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$		-1,66
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$		-1,22
	$\text{Te} + 2\bar{e} = \text{Te}^{2-}$		-1,14
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$		-0,93
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$		-0,83
	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$		-0,76
	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{AsH}_3$		-0,61
	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$		-0,58
	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{SO}_3$		-0,57
	$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$		-0,51
	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$		-0,44
	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$		-0,41
	$\text{Ti}^+ + \bar{e} = \text{Ti}$		-0,34
	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$		-0,28

Електродна реакція		$E_{298}^0, \text{В}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$		-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$		-0,14
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3(\text{p}) + 5\text{OH}^-$		-0,13
$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$		-0,13
$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Mn}(\text{OH})_2(\text{p}) + 2\text{OH}^-$		-0,05
$\text{HgI}_2 + 2\bar{e} = \text{Hg} + 4\text{I}^-$		-0,04
$\text{H} + \bar{e} = \frac{1}{2}\text{H}_2$		-0,00
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$		0,01
$\text{AgBr} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{Br}^-$		0,07
$\text{S}(\text{ромб}) + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}(\text{p})$		0,14
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$		0,15
$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$		0,15
$\text{AgCl} + \bar{e} = \text{Ag} + \text{Cl}^-$		0,22
$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$		0,25
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^-$		0,33
$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$		0,34
$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$		0,36
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$		0,36
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$		0,40
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$		0,45
$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$		0,52
$\text{I}_2(\text{к}) + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$		0,54
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$		0,54
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$		0,59
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$		0,61
$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{ClO}^- + 2\text{OH}^-$		0,66
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$		0,68
$\text{Fe}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$		0,77
$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$		0,80

22 Ряд електрохімічних потенціалів металів

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Cr, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Електродна реакція		$E_{298}^0, \text{В}$
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = [\text{Hg}_2]^{2+}$		0,92
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$		0,96
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$		1,00
$\text{Br}_2(\text{p}) + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$		1,07
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} = \frac{1}{2}\text{I}_2(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}$		1,19
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$		1,23
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$		1,23
$\text{O}_3(\text{r}) + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$		1,24
$\text{Ti}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Ti}^+$		1,25
$2\text{HNO}_2(\text{p}) + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{N}_2\text{O}(\text{r}) + 3\text{H}_2\text{O}$		1,29
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$		1,33
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$		1,36
$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$		1,42
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$		1,46
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$		1,51
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} = \frac{1}{2}\text{Br}_2(\text{p}) + 3\text{H}_2\text{O}$		1,52
$\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$		1,59
$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$		1,63
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$		1,70
$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$		1,70

23 Густина водних розчинів кислот з різними масовими частками розчиненої речовини і з різними молярними концентраціями

Густина, г/см ³ (T = 20 °C)	HCl		HNO ₃		H ₂ SO ₄	
	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л
1,020	4,388	1,227	3,982	0,6445	3,242	0,3372
1,030	6,433	1,817	5,784	0,9454	4,746	0,4983
1,040	8,490	2,421	7,530	1,243	6,237	0,6613
1,050	10,52	3,029	9,259	1,543	7,704	0,8250
1,060	12,51	3,638	10,97	1,845	9,129	0,9865
1,070	14,50	4,253	12,65	2,148	10,56	1,152
1,080	16,47	4,878	14,31	2,453	11,96	1,317
1,090	18,43	5,510	15,95	2,759	13,36	1,484
1,100	20,39	6,150	17,58	3,068	14,73	1,652
1,110	22,33	6,796	19,19	3,381	16,08	1,820
1,120	24,25	7,449	20,79	3,696	17,43	1,990
1,130	26,20	8,118	22,38	4,012	18,76	2,161
1,140	28,18	8,809	23,94	4,330	20,08	2,334
1,150	30,14	9,505	25,48	4,649	21,38	2,507
1,160	32,14	10,23	27,00	4,970	22,67	2,681
1,170	34,18	10,97	28,51	5,293	23,95	2,857
1,180	36,23	11,73	30,00	5,618	25,21	3,033
1,190	38,32	12,50	31,47	5,943	26,47	3,211
1,200	—	—	32,94	6,273	27,72	3,391
1,220	—	—	35,93	6,956	30,18	3,754
1,240	—	—	39,02	7,679	32,61	4,123
1,260	—	—	42,14	8,426	35,01	4,498
1,280	—	—	45,27	9,195	37,36	4,876
1,300	—	—	48,42	9,990	39,68	5,259
1,320	—	—	51,71	10,83	41,95	5,646
1,340	—	—	53,13	11,72	44,17	6,035

продовження

Густина, г/см ³ (T = 20 °C)	HCl		HNO ₃		H ₂ SO ₄	
	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л
1,360	—	—	58,78	12,68	46,33	6,424
1,380	—	—	62,70	13,73	48,45	6,817
1,400	—	—	66,97	14,88	50,50	7,208
1,450	—	—	—	—	55,45	8,198
1,500	—	—	—	—	60,17	9,202
1,550	—	—	—	—	64,71	10,23
1,600	—	—	—	—	69,09	11,27
1,650	—	—	—	—	73,37	12,34
1,700	—	—	—	—	77,63	13,46
1,750	—	—	—	—	82,09	14,65
1,800	—	—	—	—	87,69	16,09
1,820	—	—	—	—	91,11	16,91
1,835	—	—	—	—	95,72	17,91

24 Густина водних розчинів основ з різними масовими частками розчиненої речовини і з різними молярними концентраціями

Густина, г/см ³ (T = 20 °C)	NaOH		KOH		NH ₃ · H ₂ O	
	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л
0,880	—	—	—	—	34,35	17,75
0,890	—	—	—	—	30,69	16,04
0,900	—	—	—	—	27,33	14,44
0,910	—	—	—	—	24,03	12,84
0,920	—	—	—	—	20,88	11,28
0,930	—	—	—	—	17,85	9,75

Густина, г/см ³ (T = 20 °C)	NaOH		KOH		NH ₃ · H ₂ O	
	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л	масова частка W, %	молярна концентрація C, моль/л
0,940	—	—	—	—	14,88	8,21
0,950	—	—	—	—	12,03	6,71
0,960	—	—	—	—	9,34	5,27
0,970	—	—	—	—	6,75	3,84
0,980	—	—	—	—	4,27	2,46
0,990	—	—	—	—	1,89	1,10
1,020	1,94	0,494	2,38	0,434	—	—
1,040	3,75	0,971	4,58	0,848	—	—
1,060	5,56	1,47	6,74	1,27	—	—
1,080	7,38	1,99	8,89	1,71	—	—
1,100	9,19	2,53	11,03	2,16	—	—
1,120	11,01	3,08	13,14	2,62	—	—
1,140	12,83	3,66	15,22	3,09	—	—
1,160	14,64	4,24	17,29	3,58	—	—
1,180	16,44	4,85	19,35	4,07	—	—
1,200	18,26	5,48	21,38	4,57	—	—
1,250	22,82	7,13	26,34	5,87	—	—
1,300	27,41	8,91	31,15	7,22	—	—
1,350	32,10	10,83	35,82	8,62	—	—
1,400	36,99	12,95	40,37	10,07	—	—
1,450	42,07	15,25	44,79	11,58	—	—
1,500	47,33	17,75	49,10	13,13	—	—

25 Твердість води та способи її усунення

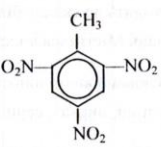
Вид твердості води	Причина твердості	Способи усунення твердості
Карбонатна, або тимчасова, твердість	Наявність гідрокарбонатів кальцію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ і магнію $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	1. <i>Кип'ятіння</i> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} (\text{MgOH})_2\text{CO}_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{Mg}^{2+} + 4\text{HCO}_3^- \xrightarrow{t} (\text{MgOH})_2\text{CO}_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ або $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CO}_2 \uparrow;$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CO}_2 \uparrow;$ 2. <i>Додавання гашеного вапна</i> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 2\text{Ca}^{2+} + 4\text{OH}^- = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O};$

Вид твердості води	Причина твердості	Способи усунення твердості
		3. <i>Додавання гідроксиду натрію</i> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 2\text{OH}^- = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 4\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 4\text{Na}^+ + 4\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 4\text{Na}^+ + 2\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 4\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O};$ 4. <i>Додавання соди</i> $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3;$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{HCO}_3^-;$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow;$ $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3;$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{HCO}_3^-;$ $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow;$
Некарбонатна, або постійна, твердість	Наявність хлоридів, сульфатів, силікатів, нітратів, фосфатів кальцію і магнію	1. <i>Додавання соди</i> $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl};$ $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-;$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow;$ $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4;$ $\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-};$ $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow;$

Вид твердості води	Причина твердості	Способи усунення твердості
		2. <i>Додавання ортофосфату натрію</i> $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{NaCl};$ $3\text{Ca}^{2+} + 6\text{Cl}^- + 6\text{Na}^+ + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{Na}^+ + 6\text{Cl}^-;$ $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow;$ $3\text{MgSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4;$ $3\text{Mg}^{2+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 6\text{Na}^+ + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{Na}^+ + 3\text{SO}_4^{2-};$ $3\text{Mg}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow;$
Загальна твердість	Зумовлена сумарною концентрацією катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+}	1. <i>Однотимчасне додавання гашеного вапна і соди (вапняно-содовий спосіб)</i> 2. <i>Дистиляція (перегонка)</i> 3. <i>Іонний обмін або катіонування</i> $\text{Na}_2\text{R} + \text{Ca}^{2+} \xrightleftharpoons[\text{Регенерація пермутиту}]{\text{Зм'якшення води}} \text{CaR} + 2\text{Na}^+$ $\text{Na}_2\text{R} + \text{Mg}^{2+} \xrightleftharpoons{\quad\quad\quad} \text{MgR} + 2\text{Na}^+$

26 Поширені (тривіальні) назви деяких речовин

Поширена назва	Формула	Хімічна назва
Алюмінієвий галун	$\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	Додекагідрат сульфату калію-алюмінію
Берлінська лазур	$\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексаціаноферат(II) феруму(III)-калію
Бертолетова сіль	KClO_3	Хлорат калію
Білий миш'як	As_2O_3	Оксид арсену(III)
Біла сажа, силікагель, пісок	SiO_2	Оксид силіцію(IV)
Білоло свинцеве	$2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$	Основний карбонат плюмбуму(II)
Білоло титанове	TiO_2	Оксид титану(IV)
Білоло цинкове	ZnO	Оксид цинку
Бордоська рідина	$\text{CuSO}_4 (0.5...1 \%) + \text{Ca}(\text{OH})_2 (0.5...1 \%)$	Суміш сульфату купруму(II) і гідроксиду кальцію
Бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагідрат тетраборату натрію
Веселий газ	N_2O	Оксид нітрогену(I)
Винний спирт	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	Етиловий спирт

Поширена назва	Формула	Хімічна назва
Сіль Мора	$\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Гексагідрат сульфату феруму(II)-амонію
Сода кальцинована (білизняна)	Na_2CO_3	Карбонат натрію
каустична (каустик)	$\text{NaOH} (92-97 \%)$	Безводний гідроксид натрію
кристалічна	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагідрат карбонату натрію
питна (харчова)	NaHCO_3	Гідрокарбонат натрію
Солодовий цукор	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Мальтоза
Сулема	HgCl_2	Хлорид меркурію(II)
Сурик свинцевий	$^2_2\text{PbO} \cdot ^4_4\text{PbO}_2$	Подвійний оксид плюмбуму(II), (IV)
Сурм'яне масло	SbCl_3	Хлорид стибію(III)
Сухий лід	CO_2	Оксид карбону(IV)
Тефлон	$[\text{—CF}_2\text{—CF}_2\text{—}]_n$	Політетрафторетилен
Тол, тротил		Тринітротолуол
Фосфоритне борошно	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Ортофосфат кальцію
Фреон-12	CCl_2F_2	Дифтордихлорметан
Фруктовий цукор	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Фруктоза
Царська водка	$\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$	Суміш 1 об'єму концентрованої нітратної і 3 об'ємів концентрованої хлоридної кислоти
Червона кров'яна сіль	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексаціаноферат(III) калію

Поширена назва	Формула	Хімічна назва
Виноградний цукор	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Глюкоза
Гашене вапно	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Гідроксид кальцію
Глауберова сіль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Декагідрат сульфату натрію
Гіпс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигідрат сульфату кальцію
Гірка сіль	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Гептагідрат сульфату магнію
Деревний спирт	CH_3OH	Метиловий спирт
Жовта кров'яна сіль	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Гексаціаноферат(II) калію
Залізна окалина	$\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3)$	Подвійний оксид феруму(II), (III)
Кіновар	HgS	Сульфід меркурію(II)
Купорос залізний	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Гептагідрат сульфату феруму(II)
мідний	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Пентагідрат сульфату купруму(II)
цинковий	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Гептагідрат сульфату цинку
Купоросне масло	$\text{H}_2\text{SO}_4 (90.5...92.5 \%)$	Концентрована сульфатна кислота
Ляпіс	$\text{AgNO}_3 + 2\text{KNO}_3$	Сплав нітрату аргентуму і нітрату калію
Льодяна оцтова кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} (100 \%)$	Оцтова кислота (тверда)
Марганцівка	KMnO_4	Перманганат калію
Мармур, крейда, вапняк	CaCO_3	Карбонат кальцію
Молочний цукор	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	Лактоза
Наждак, рубін, глинозем	Al_2O_3	Оксид алюмінію
Нашатир	NH_4Cl	Хлорид амонію

Поширена назва	Формула	Хімічна назва
Нашатирний спирт	NH_4OH	Гідроксид амонію
Негашене вапно	CaO	Оксид кальцію
Олеум	$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3 (18.5-60 \%)$	Розчин оксиду сульфур(VI) у безводній сульфатній кислоті
Олов'яна сіль	$\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигідрат хлориду стануму(II)
Олов'яне масло	SnCl_4	Хлорид стануму(IV) (безводний)
Охра	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{SiO}_2$	Природний пігмент гідроксиду феруму(III) з домішками алюмосилікатів
Пергідроль	$\text{H}_2\text{O}_2 (27-31 \%)$	Пероксид гідрогену
Піроксилін	$[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2(\text{ONO}_2)_3]_x (12.5-13.9 \%)$	Нітроцелюлоза
Плавикова кислота	HF	Фторидна кислота
Поташ	K_2CO_3	Карбонат калію
Преципітат	$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Дигідрат гідрофосфату кальцію
Сажа	C	Вуглець
Свинцевий оцет	$\text{Pb}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})$	Гідроксоацетат плюмбуму(II)
Селітра амонійна	NH_4NO_3	Нітрат амонію
калійна (індійська)	KNO_3	Нітрат калію
кальцієва	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Нітрат кальцію
натрієва (чильська)	NaNO_3	Нітрат натрію
норвезька	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	Кристалогідрат нітрату кальцію
Сильвініт	$\text{KCl} + \text{NaCl}$	Суміш хлоридів калію і натрію

27. Біогенні хімічні елементи

Назва та символ елемента	Масова частка елемента, кг, в організмі людини масою 60 кг	Роль елемента в організмі людини
Оксиген O	37,2	Входить до складу білків, вітамінів, гормонів, ферментів, води, жирів тощо. Бере участь в усіх біохімічних процесах, усіх видах обміну речовин. У білках 21,5—23,5 %
Карбон C	12,6	Входить до складу білків, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів, ферментів тощо. Основа всіх органічних сполук. У білках 50,6—54,5 %
Гідроген H	6	Входить до складу всіх органічних сполук і води. У білках 6,5—7,3 %
Нітроген N	1,8	Входить до складу білків, нуклеїнових кислот тощо. У білках 15—17,6 %
Кальцій Ca	1,2	Основний компонент кісток і зубів, міститься у кожній клітині
Фосфор P	0,66	Входить до складу білків, нуклеїнових кислот тощо. Міститься у кістках і зубах
Калій K	0,21	Основний внутрішньоклітинний іон. Міститься у печінці, нирках, серці, мозку, крові
Сульфур S	0,15	Входить до складу білків, вітамінів тощо (волосся, кістки, нервова тканина)
Хлор Cl	0,095	Міститься у шлунковому соку (у вигляді хлоридної кислоти). Бере участь в утворенні глікогену печінки, кровотворенні, водно-сольовому обміні
Натрій Na	0,09	Основний позаклітинний іон. Міститься у плазмі крові, лімфі, травних соках
Ферум Fe	0,004	Міститься в гемоглобіні, бере участь у процесах окиснення-відновлення

28 Хімічний склад і енергетична цінність харчових продуктів (на 100 г)

Харчовий продукт	Енергетична цінність, ккал/кДж	Вода, г	Білки, г	Жири, г	Сахариди, г	Кальцій, мг	Магній, мг	Фосфор, мг	Ферум, мг
Масло вершкове	734/3071	12,0	0,4	78,5	0,5	12	2	5	0
Шоколад	428/1790	1,6	5,3	22,2	63,4	92	48	455	2,7
Цукор	390/1632	0,2	0	0	95,5	0	0	0	0
Макарони	336/1406	11,9	9,3	0,8	70,9	34	33	93	1,5
Сир твердий	313/1310	34,6	20,9	23,6	2,0	684	12	525	0,1
Сметана	284/1188	67,7	2,1	28,2	3,1	86	10	68	0,1
Хліб білий	240/1004	33,7	6,0	0,7	52,9	20	31	98	1,8
Хліб житній	214/895	43,6	5,2	1,2	44,3	29	73	200	2
Морозиво вершкове	206/862	59,8	3,9	12,1	21,3	122	14	105	0,1
Сир знежирений	141/590	72,5	12,9	8,5	3,3	164	15	151	0,1
Яйця	127/531	73,7	9,0	9,7	0,3	39	10	104	2,1
М'ясо пісне	122/510	75,0	12,0	7,8	0	10	16	153	2,4
Печінка	102/427	71,6	16,0	4,7	2,8	17	20	315	15,2
Молоко	62/259	87,3	3,0	3,5	4,5	120	14	95	0,1
Картопля (взимку)	62/259	70,2	1,2	0,2	14,0	8	17	38	0,9
Риба тріска	50/209	79,2	11,6	0,3	0	11	13	111	0,5
Яблука	42/176	84,4	0,3	0	10,1	16	9	11	2,2
Буряк	35/146	85,7	0,8	0,3	7,7	22	22	34	1,1
Морква	27/113	86,8	0,9	0,3	5,7	43	21	39	0,8
Капуста	22/92	90,1	1,2	0,2	4,1	38	12	25	0,9
Гарбуз	18/75	91,1	0,3	0,2	4,2	17	10	11	1,7
Томати	15/63	93,4	0,4	0,2	3,4	10	9	22	1,2

29 Склад окремих видів палива (усереднені дані)

Вид палива	Склад горючої маси, %				Волога, %	Зола, %
	C	H	O+N	S		
Кам'яне вугілля Донбасу	82,0	5,0	13,0	2—6	3—8	14,5
Буре вугілля	70,0	5,5	24,5	2—3	50	4,0
Горючі сланці	75,0	10,0	15,0	3,5	13,5	50,0
Торф	59,0	6,0	35,0	0,4	25	4,5
Деревина	40—50	6,0	42,0	0,1	30—40	0,4

31 Фізичні константи

Константа	Позначення	Значення
Швидкість світла у вакуумі	c	299 792 458 м/с
Елементарний заряд	e	$1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Число Авогадро	N_A	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Маса спокою електрона	m_e	$9,109534 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	m_p	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	h	$6,626176 \cdot 10^{-34}$ Дж · с
Атомна одиниця маси $\frac{1}{12}$ (¹² C)	а. о. м.	$1,6605402 \cdot 10^{-27}$ кг
Молярний об'єм ідеального газу за звичайних умов ($T = 273,15$ К, $P = 101,325$ кПа)	V_m	22,41410 л/моль

30 Позначення кратних і часткових одиниць

Назва числа	Множник	Найменування множника	Позначення	
			українське	міжнародне
Трильйон	10^{12}	тера	Т	T
Мільярд	10^9	гіга	Г	G
Мільйон	10^6	мега	М	M
Тисяча	10^3	кіло	к	k
Сто	10^2	гекто	г	h
Десять	10	дека	да	da
Десята частка	10^{-1}	деци	д	d
Сота	10^{-2}	санти	с	c
Тисячна	10^{-3}	мілі	м	m
Мільйонна	10^{-6}	мікро	мк	μ
Мільярдна	10^{-9}	нано	н	n
Трильйонна	10^{-12}	піко	п	p

32 Природні і штучні силікати

Силікат	Формула	Добування	Застосування
Силікатні мінерали			
Польові шпати	$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$		Становлять 60 % маси всіх мінералів земної кори
Глини	$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$		Виготовлення будівельних матеріалів, порцелянових виробів
Слюди	$K_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$, $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$		Виготовлення електроізоляційних покриттів, жароміцного скла
Тальк	$3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$		Виготовлення мастильних засобів (проти злипання), косметичних засобів, наповнювачів для паперу, носіїв для пестицидів
Азбест	$3MgO \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$		Виготовлення термо- і вогнетривких виробів
Штучні силікати			
Скло	$Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$	Сплавляння кварцового піску, соди і вапняку	Виготовлення віконного скла, посуду, оптичних приладів
Розчинне скло	Na_2SiO_3	Сплавляння кварцового піску, соди і поташу	Виготовлення клею, вогнетривких матеріалів, будівельних матеріалів
Силікатна кераміка	$2SiO_2 \cdot 3Al_2O_3$	Випалювання глини іноді з кварцовим піском і польовим шпатом	Виготовлення цегли, гончарних виробів, сантехнічних виробів, облицювальних плиток, порцеляни, фарфору
Цемент	$2CaO \cdot Al_2O_3 \cdot SiO_2$	Спінання вапняку і глини	Виготовлення будівельних матеріалів (портландцемент, шлакоцемент, бетон)

33 Відносні молекулярні маси (округлені) деяких неорганічних речовин

Катіон Аніон	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
O ²⁻	18	—	94	62	232	153	56	40	81	71	80	223	217	72	160	102	152
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	89	98	241	—	90	107	78	103
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	126	135	278	272	127	162,5	133,5	158,5
Br ⁻	81	98	119	103	188	297	200	184	225	215	224	367	361	216	296	267	292
I ⁻	128	145	166	150	235	391	294	278	319	309	—	461	455	310	—	408	433
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	87	96	239	233	88	208	150	200
NO ₃ ²⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	179	188	331	325	180	242	213	238
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	135	—	287	281	136	—	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	151	160	303	297	152	400	342	392
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	115	124	267	—	116	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	112	154	122	292	213	116	100	141	131	140	283	277	132	—	—	—
PO ₄ ³⁻	98	149	212	164	419	601	310	262	385	355	382	811	793	358	151	122	147
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	173	182	325	319	174	—	204	229

34 Вміст вітамінів у харчових продуктах

Вітамін	Хімічна назва	Продукти	Наслідки авітамінозу
A	Ретинол	Риб'ячий жир, печінка, яйця, молоко, вершкове масло, овочі	Куряча сліпота
B ₁	Тіамін або анєврин	Дріжджі, пісне м'ясо, пшеничне борошно, рисові висівки	Бері-бері
B ₂	Рибофлавін	Дріжджі, печінка, нирки, сир, пшеничні кільчики	Ураження шкіри, очей і слизових оболонок
B ₃	Пантотенова кислота	Дріжджі, печінка, яєчний жовток, бобові, гриби, земляні горіхи	Припинення росту, запалення шкіри (дерматит)
B ₄	Холін	Яєчний жовток, мозок, бобові, печінка, пшеничні кільчики	Розлад функції печінки
B ₅ (PP)	Нікотинова кислота	Дріжджі, печінка, пісне м'ясо, риба, гриби, рисові висівки, хліб	Пелагра
B ₆	Піридоксин	Дріжджі, рисові висівки, печінка, пшеничні кільчики, картопля	Недокрів'я (анемія), дерматит, припинення росту
B ₁₀ (B ₁₁ , M)	Фолієва кислота	Дріжджі, печінка, молоко, овочі	Недокрів'я
B ₁₁ , B ₁₂	Кобаламіни	Печінка, м'ясо, молоко	Злоякісне недокрів'я
B ₁₅	Пангамова кислота	Печінка, дріжджі, кров, зернові висівки	Невідомі
C	Аскорбінова кислота	Свіжі фрукти й овочі, особливо лимони, апельсини, чорна смородина, томати, плоди шипшини, ківі	Цинга
D	Кальцифєроли	Дріжджі, печінка тріски, яйця; утворюється у шкірі під час перебування на сонці	Рахіт
E	Токоферолі	Неочищені зернові продукти, зелень, олія, насіння яблук	Невідомі

Вітамін	Хімічна назва	Продукти	Наслідки авітамінозу
F	Ненасичені жирні кислоти	Насіння льону, підшлункова залоза забійної худоби	Розлад ліпідного обміну речовин
H	Біотин	Дріжджі, печінка, молоко, яєчний жовток, земляні горіхи, шоколад, овочі, зерно, гриби	Запалення шкіри, втрата апетиту, стомлюваність, біль у м'язах
K	Філохінон	Риба, зелень, печінка	Кровотечі
P	Цитрин	Овочі, фрукти, ягоди	Розлад функції капілярів

34 Мінеральний склад земної кори

Мінерал	Вміст, %	Мінерал	Вміст, %
Польові шпати	55	Кальцит	1,5
Силікати	15	Фосфати	0,75
Кварц і його різновиди	12	Хлоровмісні сполуки	0,30
Слюди	3	Флуоровмісні сполуки	0,20
Оксиди феруму	3	Доломіт	0,10
Вода	9	Інші (глини, сульфіді тощо)	0,15

35 Середній сольовий склад води океанів

Сіль	Формула	Вміст, г/кг води
Хлорид натрію	NaCl	27,2
Хлорид магнію	MgCl ₂	3,8
Сульфат кальцію	CaSO ₄	1,3
Сульфат магнію	MgSO ₄	1,6
Карбонат кальцію	CaCO ₃	0,1
Бромід магнію	MgBr ₂	0,1

36 Основні і похідні одиниці СІ

Величина	Позначення	Одиниця			Зв'язок з іншими одиницями
		Назва	Позначення		
			українське	міжнародне	
Основні одиниці					0 °C відповідає 273 °K
Довжина	<i>l</i>	метр	м	m	
Маса	<i>m</i>	кілограм	кг	kg	
Час	<i>t</i>	секунда	с	s	
Сила струму	<i>I</i>	ампер	А	A	
Термодинамічна температура	<i>T</i>	кельвін	К	K	
Сила світла	<i>J</i>	кандела	кд	cd	
Кількість речовини	<i>v</i>	моль	моль	mol	

Величина	По- зна- чення	Одиниця			Зв'язок з інши- ми оди- ницями
		Назва	Позначення		
			українське	міжнародне	
Похідні одиниці					
Температу- ра Цельсія	<i>T, t</i>	градус Цельсія	°C	°C	
Кількість теплоти	<i>Q</i>	джоуль	Дж	J	
Ентальпія (теплота хімічної реакції)	<i>ΔH</i>	джоуль	Дж	J	
Молярна маса	<i>M</i>	кілограм на моль	кг/моль	kg/mol	$M = \frac{m}{\nu}$
Молярний об'єм	<i>V_m</i>	грам на моль кубічний метр на моль	г/моль м³/моль	g/mol m³/mol	$V_m = \frac{V}{\nu}$
Молярна концентра- ція	<i>C</i>	літр на моль моль на кубічний метр	л/моль моль/м³	l/mol mol/m³	
Швидкість хімічної реакції	<i>ν</i>	моль на літр моль на кубічний метр за секунду	моль/л моль/(м³ · с)	mol/l mol/(m³ · s)	$\nu = \frac{\Delta c}{\Delta t}$
Густина	<i>ρ</i>	кілограм на кубічний метр грам на кубічний сантиметр грам на літр	кг/м³ г/см³ г/л г/мл	kg/m³ g/cm³ g/l g/ml	$\rho = \frac{m}{V}$
Тиск	<i>P</i>	паскаль	Па	Pa	
Електрич- ний заряд	<i>q</i>	кулон	Кл	C	
Об'єм	<i>V</i>	кубічний метр	м³	m³	$V = \frac{m}{\rho}$
Відносна густина газів	<i>D</i>	—	—	—	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{Mr_1}{Mr_2}$

37 Позначення кратних і часткових одиниць

Назва числа	Множник	Найменування множника	Позначення	
			українське	міжнародне
Трильйон	10^{12}	тера	Т	T
Мільярд	10^9	гіга	Г	G
Мільйон	10^6	мега	М	M
Тисяча	10^3	кіло	к	k
Сто	10^2	гекто	г	h
Десять	10	дека	да	da
Десята частка	10^{-1}	деци	д	d
Сота	10^{-2}	санти	с	c
Тисячна	10^{-3}	мілі	м	m
Мільйонна	10^{-6}	мікро	мк	μ
Мільярдна	10^{-9}	нано	н	n
Трильйонна	10^{-12}	піко	п	p

38 Фізичні константи

Константа	Позначення	Значення
Швидкість світла у вакуумі	c	299 792 458 м/с
Елементарний заряд	e	$1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Число Авогадро	N_A	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Маса спокою електрона	m_e	$9,109534 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	m_p	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	h	$6,626176 \cdot 10^{-34}$ Дж · с
Атомна одиниця маси $\frac{1}{12} (^{12}\text{C})$	а. о. м.	$1,6605402 \cdot 10^{-27}$ кг
Молярний об'єм ідеального газу за звичайних умов ($T = 273,15$ К, $P = 101325$ кПа)	V_m	22,41410 л/моль

39. Спрощена шкала твердості

М'який олівець	1
Ніготь	2—2,5
Червона мідь (стержень)	3—4
Скло	5
Стальний ніж	6
Шматок кварцу чи терпуг	7

40 Шкала твердості Мооса

Назва мінералу	Твердість	Назва мінералу	Твердість
Тальк	1	Польовий шпат	6
Гіпс, кам'яна сіль	2	Кварц	7
Кальцит	3	Топаз	8
Флюорит (плавиковий шпат)	4	Корунд	9
Апатит	5	Алмаз	10

41 Взаємозв'язок фізичних величин у хімії

Величина	Рівняння зв'язку
Маса m	$m = m_0 N_0$, $m = V\rho$, $m = \nu M$, $m = M \frac{V}{V_m}$, $m = M \frac{N_0}{N_A}$, $m = cMV$
Кількість речовини ν	$\nu = \frac{m}{M}$, $\nu = \frac{V}{V_m}$, $\nu = \frac{N_0}{N_A}$, $\nu = \frac{Q}{Q_m}$
Об'єм V	$V = \frac{m}{\rho}$, $V = \nu V_m$, $V = V_m \frac{m}{M}$, $V = V_m \frac{N_0}{N_A}$
Число частинок N_0	$N_0 = \frac{m}{m_0}$, $N_0 = \nu N_A$, $N_0 = N_A \frac{m}{M}$, $N_0 = N_A \frac{V}{V_m}$
Маса частинки m_0	$m_0 = \frac{m}{N_0}$, $m_0 = \frac{M}{N_A}$, $m_0 = Mr \frac{1}{12} m_0(\text{C})$
Молярний об'єм V_m	$V_m = \frac{V}{\nu}$, $V_m = \frac{P}{\rho}$, $V_m = V \frac{M}{m}$, $V_m = V \frac{N_A}{N_0}$
Молярна маса M	$M = \frac{m}{\nu}$, $M = V_m \rho$, $M = m_0 N_A$, $M = m_0 \frac{V_m}{V}$, $M = m_0 \frac{N_A}{N_0}$
Відносна молекулярна маса Mr	$Mr = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_0(\text{C})}$, $Mr = 2D_{\text{H}_2}$, $Mr = 29D_{\text{пов}}$
Відносна густина D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$, $D = \frac{Mr_1}{Mr_2}$, $D_{\text{H}_2} = \frac{Mr}{Mr(\text{H}_2)}$, $D_{\text{пов}} = \frac{M}{29}$
Число Авогадро N_A	$N_A = \frac{N_0}{\nu}$, $N_A = \frac{M}{m_0}$, $N_A = N_0 \frac{M}{m}$, $N_A = N_0 \frac{V_m}{V}$
Масова частка речовини в розчині W	$W = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{розч.}}}$, $m_{\text{розч.}} = m_{\text{речов.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$, $m_{\text{розч.}} = V\rho$ $W = \frac{m_{\text{речов.}}}{m_{\text{речов.}} + m_{\text{H}_2\text{O}}}$, $W = \frac{m_{\text{речов.}}}{V\rho}$
Масова частка елемента в речовині W	$W = \frac{m_{\text{елем.}}}{m_{\text{речов.}}}$, $m_{\text{елем.}} = nAr$, $W = \frac{nAr}{Mr}$, $n = \frac{WAr}{Ar}$
Молярна концентрація C	$C = \frac{\nu}{V_{\text{розч.}}}$, $\nu = \frac{m}{M}$, $C = \frac{m}{MV_{\text{розч.}}}$, $V_{\text{розч.}} = \frac{m}{CM}$, $m = CMV_{\text{розч.}}$
Молярна концентрація еквівалента C_e	$C_e = \frac{n}{V_{\text{розч.}}}$, $n[(\frac{1}{z})X] = z\nu(X)$, $C_e = \frac{\nu}{zV_{\text{розч.}}}$, $\nu = \frac{m}{M}$, $C_e = \frac{mz}{MV_{\text{розч.}}}$ (n — кількість речовини еквівалента; z — еквівалентність)

42 Відносні молекулярні маси (округлені) деяких неорганічних речовин

Катіон Аніон	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
O ²⁻	18	—	94	62	232	153	56	40	81	71	80	223	217	72	160	102	152
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	89	98	241	—	90	107	78	103
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	126	135	278	272	127	162,5	133,5	158,5
Br ⁻	81	98	119	103	188	297	200	184	225	215	224	367	361	216	296	267	292
I ⁻	128	145	166	150	235	391	294	278	319	309	—	461	455	310	—	408	433
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	87	96	239	233	88	208	150	200
NO ₃ ²⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	179	188	331	325	180	242	213	238
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	135	—	287	281	136	—	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	151	160	303	297	152	400	342	392
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	115	124	267	—	116	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	112	154	122	292	213	116	100	141	131	140	283	277	132	—	—	—
PO ₄ ³⁻	98	149	212	164	419	601	310	262	385	355	382	811	793	358	151	122	147
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	173	182	325	319	174	—	204	229

43 Відносні молекулярні маси (округлені) деяких органічних речовин

Органічні речовини	Радикали	-CH ₃ (15)	-C ₂ H ₅ (29)	-C ₃ H ₇ (43)	-C ₄ H ₉ (57)	-C ₅ H ₁₁ (71)	-C ₆ H ₅ (77)
Вуглеводні:							
насичені	H (1)	16	30	44	58	72	78
етиленові	CH ₂ =CH- (27)	42	56	70	84	88	104
ацетиленові	CH≡C- (25)	40	54	68	82	96	102
Галогенопохідні	Cl- (35,5)	50,5	64,5	78,5	92,5	106,5	112,5
вуглеводнів	Br- (80)	95	109	123	137	151	157
	I- (127)	142	156	170	184	198	204
Ароматичні вуглеводні	C ₆ H ₅ - (77)	92	106	120	134	148	154
Спирти і феноли	OH- (17)	32	46	60	74	88	94
Прості ефіри	CH ₃ -O- (31)	46	60	74	88	102	108
	C ₂ H ₅ -O- (45)	60	74	88	102	116	122
Альдегіди	-CHO (29)	44	58	72	86	100	106
Карбонові кислоти	-COOH (45)	60	74	88	102	116	122
Нітросполуки	-NO ₂ (46)	61	75	89	103	117	123
Аміни: первинні	-NH ₂ (16)	31	45	59	73	87	93
вторинні	CH ₃ NH- (30)	45	59	73	87	101	107

П р и м і т к а. В дужках наведені відносні молекулярні маси радикалів.

Література

1. Романова Р.В. Загальна та неорганічна хімія. –К.:Перун, 2002. -480с.
2. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія: Підручник для студентів сільськогосподарських спеціальностей вищих аграрних закладів / -Вінниця: Нова книга, 2003. -544с.
3. Ваврисевич Я.С., Параняк Р.П. Загальна хімія. Навчальний посібник. –Львів, ЛНАВМ, 2004. -360с.
4. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний посібник з хімії. –Київ, 1996. -254с.
5. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії: Навчальний посібник. –К.: Каравела, 2003. -352с.
6. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. –М.: Мир, 1982. –т.1,2.
7. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. –Вінниця: Нова книга, 2001. -486с.