

М. В. Євсєєва, О.А. Гордієнко, Н. С. Звуздєцька

ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

Міністерство освіти і науки України
Вінницький державний технічний університет

М. В. Євсєєва, О.А. Гордієнко, Н. С. Звездецька

ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

Затверджено Ученою радою Вінницького державного технічного університету як лабораторний практикум для студентів бакалаврського напрямку 6.0708 – “Екологія та охорона навколишнього середовища”. Протокол № 5 від 26 грудня 2002 р.

Вінниця ВДТУ 2003

УДК 54(075)
Є 25

Рецензенти:

*В. Г. Петрук, доктор технічних наук, професор
Д. І. Крикливий, доктор технічних наук, професор
Г. П. Котлярова, кандидат хімічних наук, доцент*

Рекомендовано до видання Ученою радою Вінницького державного технічного університету Міністерства освіти і науки України

Євсєєва М. В, Гордієнко О. А., Звуздецька Н. С.
Є 25 **Хімія неметалів.** Лабораторний практикум. Навчальний посібник.
– Вінниця: ВДТУ, 2003. – 73 с.

В посібнику розглянуті теоретичні основи хімії неметалів, показано вплив неметалів та їх сполук на живі організми та стан довкілля. Викладена методика виконання лабораторних дослідів, та завдання для самостійної роботи і перевірки знань студентів. Посібник розроблений у відповідності з планом кафедри та програмою до дисципліни “Хімія”.

УДК 54(075)

© М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звуздецька, 2003

Міністерство освіти і науки України
Вінницький державний технічний університет

М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, Н. С. Звуздецька

ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ

Усі цитати, цифровий, фактичний матеріал та бібліографічні відомості перевірені, написання одиниць відповідає стандартам.

Зауваження рецензентів враховані.

Автори: _____ М. В. Євсєєва

_____ О. А. Гордієнко

_____ Н. С. Звуздецька

Вимогам, які висуваються до навчальної літератури, відповідає.

До друку і в світ дозволяю на підставі § 2 п. 15 “Єдиних правил...”

Проректор з навчальної та науково-методичної роботи.

В. О. Леонтєв

Затверджено
на засіданні кафедри ХЕБ
Протокол № 4 від 13.11.2002 р.
Зав. кафедрою

_____ В. Г. Петрук

Навчальне видання

Марія Василівна Євсєєва,
Ольга Анатоліївна Гордієнко,
Надія Сергіївна Звуздецька

ХІМІЯ НЕМЕТАЛІВ

Лабораторний практикум

Навчальний посібник

Оригінал-макет підготовлено Євсєєвою М.В., Гордієнко О.А.,
Звуздецькою Н.С.

Редактор В. О. Дружиніна
Коректор З. В. Поліщук

Навчально-методичний відділ ВДТУ
Свідоцтво Держкомінформу України
серія ДК № 746 від 25.12.2001
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95, ВДТУ

Підписано до друку Гарнітура Times New Roman
Формат 29,7 x 42 ¼ Папір офсетний

Друк різнографічний Ум. друк. арк.
Тираж прим.
Зам. №

Віддруковано в комп'ютерному інформаційно-видавничому центрі
Вінницького державного технічного університету
Свідоцтво Держкомінформу України
серія ДК № 746 від 25.12.2001
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95, ВДТУ

ЗМІСТ

Передмова.....	4
Методичні рекомендації.....	5
1 Галогени.....	7
1.1 Порівняльна характеристика галогенів та їх сполук.....	7
1.2 Завдання для самостійної роботи.....	9
1.3 Експериментальна частина.....	10
1.4 Контрольні тестові завдання.....	13
2 Сульфур.....	19
2.1 Властивості сполук Сульфуру. Оксиди та кислоти Сульфуру..	19
2.2 Завдання для самостійної роботи.....	21
2.3 Експериментальна частина.....	22
2.4 Контрольні тестові завдання.....	26
3 Нітроген.....	32
3.1 Властивості сполук Нітрогену з Гідрогеном та Оксигеном.....	32
3.2 Завдання для самостійної роботи.....	34
3.3 Експериментальна частина.....	35
3.4 Контрольні тестові завдання.....	39
4 Фосфор.....	44
4.1 Фосфор та його сполуки. Фосфорні кислоти.....	44
4.2 Завдання для самостійної роботи.....	46
4.3 Експериментальна частина.....	47
4.4 Контрольні тестові завдання.....	50
5 Карбон і Силіцій.....	55
5.1 Властивості сполук Карбону та Силіцію.....	55
5.2 Завдання для самостійної роботи.....	59
5.3 Експериментальна частина.....	60
5.4 Контрольні тестові завдання.....	63
Бібліографічний опис.....	67
Додатки.....	68

ПЕРЕДМОВА

Посібник, що пропонується вашій увазі, призначений для студентів спеціальності 7.070801 "Екологія та охорона навколишнього середовища". Спеціалісти, які працюють в галузі охорони природи, повинні знати характер і основні властивості елементів та їх сполук, що є найбільш небезпечними для людини, рослинного та тваринного світу; джерела забруднюючих речовин та масштаби їх надходження в природне середовище; методи аналізу забруднюючих речовин. Комплекс цих знань формується у студентів при вивченні фундаментальних і професійно-орієнтованих дисциплін, важливе місце серед яких займає хімія. Глибокі знання законів хімії та їх застосування дозволяють удосконалювати існуючі і створювати нові технології захисту довкілля. Знання хімії конче необхідні для плідної творчої роботи інженера-еколога. Без розуміння механізмів хімічних реакцій неможливо забезпечити ефективну роботу систем утилізації та рекуперації відходів. Велика роль хімічних процесів в інженерній екології, значення якої безперервно зростає. Вивчення механізмів хімічних реакцій дозволяє вибрати раціональні методи охорони навколишнього середовища, створювати нові нешкідливі процеси. Особливо зростає роль хімії в розвитку науки раціонального природокористування, нових технологій захисту навколишнього середовища від забруднень.

Завдання курсу "Хімія" полягає в тому, щоб дати студентам-екологам певний об'єм знань, навчити їх самостійно працювати з навчальною та науковою літературою, формулювати і ефективно вирішувати проблеми.

Знання хімії студенту спеціальності 7.070801 необхідні при вивченні на старших курсах таких дисциплін як "Біологія", "Ґрунтознавство", "Аналітична хімія природного середовища", "Техноекологія", "Органічна хімія переробних виробництв", "Загальна хімічна технологія", "Фізико-хімічні методи аналізу навколишнього середовища", "Фізико-хімічні та біологічні методи очистки води" та інших. При вивченні вище перерахованих дисциплін студент має можливість застосувати знання хімії для вирішення практичних проблем.

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

Лабораторні роботи є однією з найважливіших складових частин курсу хімії. Хімія – наука експериментальна, глибоке її усвідомлення неможливе без практичних робіт в лабораторії.

Навчальний посібник "Хімія неметалів" включає лише той матеріал, який має важливе значення для підготовки фахівців-екологів і не представлений в попередніх методичних розробках кафедри хімії та екологічної безпеки. Він складається з таких розділів:

- Галогени;
- Сульфур;
- Нітроген;
- Фосфор;
- Карбон та Силіцій.

В свою чергу кожен розділ містить короткі теоретичні відомості, завдання для самостійної роботи (питання та задачі), експериментальну частину і тестові завдання.

Перед кожним лабораторним заняттям студент повинен опрацювати теоретичний матеріал, виконати завдання для самостійної роботи і проконтролювати свої знання за допомогою тестів. Виконання цих завдань потребує опрацювання не лише матеріалу даного посібника, але й конспекту лекцій та відповідних розділів рекомендованих підручників.

Перед тим, як приступити до виконання досліду в лабораторії, необхідно повністю прочитати його опис, в деяких випадках розробити методику проведення експерименту. При цьому **завжди слід строго дотримуватись правил техніки безпеки**, окремо позначені в посібнику досліди проводити тільки у витяжній шафі.

Студентам слід звернути увагу на додатки, розміщені в кінці посібника:

- при визначенні продуктів окисно-відновних реакцій радимо користуватися додатками А та Б;
- при дослідженні розчинності речовин у воді та деяких інших реагентах слід використовувати додатки В і Г;
- визначити полярність хімічного зв'язку допоможе додаток Д;
- в додатку Е наведені константи дисоціації слабких електролітів, які допоможуть правильно оформити результати експериментальних досліджень та розв'язати контрольні завдання.

Звіт про виконану лабораторну роботу оформляється в такій послідовності:

- дата;
- номер, назва, мета лабораторної роботи.

Кожний дослід, зазначений в плані роботи, описують за такою схемою:

- номер і назва досліду;

- експериментальні результати;
- рівняння реакції для даного досліду;
- спостереження;
- висновок .

Література, що рекомендується при підготовці до лабораторних занять:

1. Галогени [1, с. 232 – 244; 2, с. 295 – 313];
2. Сульфур [1, с. 256 – 270; 2, с. 319 – 332];
3. Нітроген [1, с. 279 – 288; 2, с. 335 – 351];
4. Фосфор [1, с. 289 – 294; 2, с. 351 – 357];
5. Карбон і Силіцій [1, с. 302 – 316; 2, с. 363 – 379, 427 – 438].

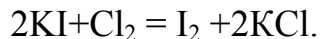
1 ГАЛОГЕНИ

Мета роботи: Теоретично вивчити та експериментально дослідити властивості галогенів та їх сполук.

1.1 Порівняльна характеристика галогенів та їх сполук

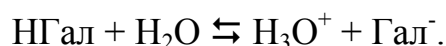
F, Cl, Br, I і At складають головну підгрупу сьомої групи періодичної системи елементів. На зовнішньому енергетичному рівні атомів цих елементів знаходяться сім електронів ns^2np^5 , з яких лише один р-електрон є неспареним. Зростання числа неспарених електронів при збудженні атомів для Флуору неможливе, а для інших елементів відбувається за рахунок використання вільних орбіталей d-підрівня. Електронегативність Флуору (4,0) більша за електронегативність будь-якого іншого елемента, тому ступінь окиснення Флуору в усіх його сполуках мінус 1. Атоми Хлору, Броду, Іоду мають незавершений d-підрівень. Тому для Хлору і його аналогів також характерні і позитивні ступені окиснення +1, +3, +5, +7.

Елементарні галогени – леткі забарвлені речовини, з різким запахом, токсичні, найбільш токсичний серед них фтор. Галогени – окисники. Окиснювальна активність їх зменшується при переході від Флуору до Іоду, тому легко проходять реакції витіснення менш активних галогенів більш активними:

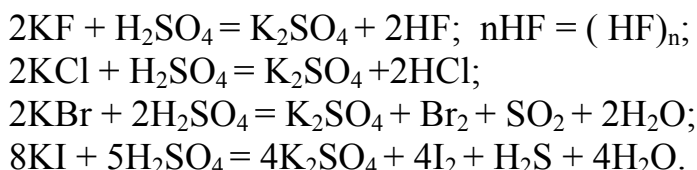


Виключно висока хімічна активність фтору зумовлена тим, що в молекулі F_2 енергія зв'язку невелика (159 кДж/моль), а енергія зв'язку Флуору з іншими елементами досить значна.

Водневі сполуки галогенів – це безбарвні газоподібні речовини. Галогеноводні добре розчинні у воді, вони при цьому вступають в реакції з водою і утворюють галогеноводневі кислоти:

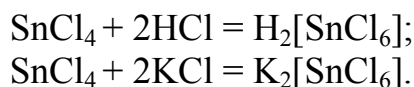


Для HF рівновага сильно зміщена вліво і розчин HF є слабкою кислотою. Міцність зв'язку в молекулах зменшується від HF до HI поряд із збільшенням радіуса йона галогена. Тому іодидна кислота – найсильніша в ряду галогеноводневих кислот. Цим же пояснюється різне протікання процесів при дії концентрованої сульфатної кислоти на солі галогеноводневих кислот:

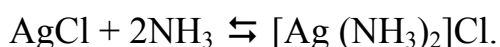


Галогени взаємодіють майже з усіма металами, утворюючи *галоген-*

ніди металів. В галогенідах лужних і лужноземельних металів хімічні зв'язки в основному йонні. При зменшенні активності металів зв'язки в галогенідах переходять від йонних до ковалентних. Характер галогенідів при цьому також змінюється від типових солей (NaCl, BaCl₂) до сполук, які утворюють кислоти (SnCl₄, SbCl₅). Останні взаємодіють з галогеноводнями і галогенідами активних металів з утворенням комплексних сполук:



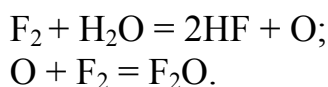
Відновлювальні властивості зростають в ряду F⁻, Cl⁻, Br⁻ I⁻. Мало-розчинними є AgCl, AgBr, AgI, галогеніди п्लумбуму, Hg₂Cl₂, HgI₂, BiI₃, а також більшість флуоридів металів. Галогеніди AgCl і AgBr розчиняються в розчині амоніаку внаслідок комплексоутворення:



Рівновага аналогічної реакції з AgI через малу розчинність цієї солі зміщена вліво, тому AgI в розчині амоніаку не розчиняється. Всі галогеніди Аргентуму розчиняються в розчині Na₂S₂O₃ з утворенням комплексу Na₃[Ag(S₂O₃)₂]. Цю реакцію використовують в фотографії для фіксації зображення на фотоплівці і фотографічному папері.

З киснем галогени безпосередньо не взаємодіють, *оксиди, оксигеновмісні кислоти* та солі цих кислот отримують непрямим шляхом. Для цих сполук характерний ковалентний тип хімічного зв'язку. Найбільше практичне значення мають оксигеновмісні сполуки Хлору: HClO – гідроген оксохлорат (I) або хлорнуватиста кислота, її солі – гіпохлорити; HClO₂ – гідроген диоксохлорат (III) або хлориста кислота, її солі – хлорити; HClO₃ – гідроген триоксохлорат (V) або хлорнувата кислота, її солі – хлорати; HClO₄ – гідроген тетраоксохлорат (VII) або хлорна кислота, її солі – перхлорати.

При розчиненні галогенів у воді проходять хімічні реакції. Для фтору:



Хлор, бром і йод реагують з водою з утворенням двох кислот:



Найкраще цей процес протікає при розчиненні хлору, але і при цьому рівновага значно зміщена вліво. Дана реакція покладена в основу процесу хлорування води. В розчинах лугів рівновага зміщується вправо і вдається отримати солі оксигеновмісних кислот галогенів. Наприклад, водний розчин NaCl і NaClO (жавелева вода) отримують при пропусканні хлору через холодний розчин NaOH:

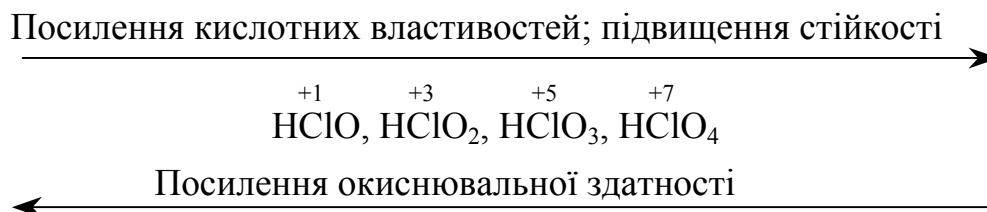


При пропусканні хлору через гашене вапно утворюється хлорне вапно, яке є сумішшю CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ і $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

При взаємодії галогенів з гарячим розчином лугу утворюються солі двох кислот HX і HXO_3 , де $\text{X} = \text{Cl}, \text{I}, \text{Br}$:



Зміну властивостей у ряду оксигеновмісних кислот хлору можна подати такою схемою:



Із збільшенням ступеня окиснення Хлору сила оксигеновмісних кислот зростає. Найслабкіша – HClO , найсильніша – HClO_4 , а окиснювальна здатність при переході від HClO до HClO_4 зменшується. Всі оксигеновмісні сполуки галогенів є окисниками.

Сполуки галогенів виконують дуже важливі біологічні функції в живих організмах. Однак, галогени і їх сполуки при концентраціях вище гранично допустимих концентрацій (ГДК) шкідливо впливають на живі організми і стан довкілля. Тому при роботі з ними треба суворо дотримуватись правил техніки безпеки. У випадку отруєння галогенами та їх сполуками заходами першої допомоги є свіже повітря, спокій та вживання молока.

1.2 Завдання для самостійної роботи

1. Чому галогени зустрічаються в природі тільки у вигляді сполук?
2. Як добувають галогени в лабораторії та у промисловості?
3. Що спільного і в чому відмінність у фізичних властивостях галогенів?
4. Який галоген є найбільш сильним відновником і чому?
5. Які хімічні властивості мають галогени? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
6. Наведіть приклади застосування галогенів.
7. Які хімічні властивості мають галогеноводні? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
8. В якій молекулі полярність зв'язку найбільша: HBr ; HCl ; HF ; HI ? Відповідь поясніть.
9. Який тип хімічного зв'язку в молекулі PF_3 ?
10. Чому розчин плавикової кислоти є слабким електролітом?
11. Як змінюється в ряду $\text{HClO} \text{ — } \text{HClO}_2 \text{ — } \text{HClO}_3 \text{ — } \text{HClO}_4$:
а) стійкість; б) окиснювальні властивості; в) кислотні властивості?

12. Чому хлорування питної води в наш час є небезпечним для здоров'я людини?
13. Наведіть приклади застосування на практиці оксигеновмісних сполук Хлору.
14. Яку біологічну функцію виконують сполуки галогенів в живих організмах?
15. Охарактеризуйте токсичну дію галогенів та їх сполук на живі організми і стан довкілля.
16. Закінчіть рівняння реакцій між речовинами:
- | | |
|-------------------------------|--|
| а) $F_2 + NaOH \rightarrow$ | г) $KI + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$ |
| б) $KMnO_4 + HCl \rightarrow$ | д) $I_2 + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$ |
| в) $HClO_3 + HCl \rightarrow$ | є) $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow$ |

1.3 Експериментальна частина

Дослід 1. Добування хлору

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, PbO_2 , MnO_2 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HCl (конц.), розчин KI (1М), фільтрувальний папір.

В чотири пробірки внести по 1 мікрошпателю плюмбум (IV) оксиду, манган (IV) оксиду, калій перманганату, калій дихромату і додати в кожну пробірку по 3-4 краплини концентрованої хлоридної кислоти. Якщо реакції ідуть недостатньо енергійно, пробірки обережно нагріти. Звернути увагу на забарвлення газу, який виділяється, і дослідити його дію на папірець, змочений розчином калій іодиду.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) добування хлору взаємодією окисників з хлоридною кислотою, враховуючи, що утворюються сполуки Pb^{2+} , Mn^{2+} , Cr^{3+} ;
- б) взаємодії хлору з калій іодидом.

Дослід 2. Добування бромиду

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, скляна паличка, MnO_2 , $NaBr$, H_2SO_4 (конц.), хлорна вода.

1) В сухій пробірці змішати по одному мікрошпателю калій броміду та манган (IV) оксиду і обережно додати 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Звернути увагу на забарвлення пари, що утворюється.

2) В пробірку налити 0,5 мл дистильованої води, внести кілька кристалів натрій броміду, перемішати. Після розчинення солі додати кілька краплин хлорної води. Як змінилось забарвлення?

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) взаємодії натрій броміду і манган (IV) оксиду в присутності су-

сульфатної кислоти;

б) взаємодії натрій броміду з хлорною водою.

Дослід 3. Добування йоду

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, скляна паличка, KI, MnO₂, H₂SO₄ (конц.), хлорна вода, бромна вода.

1) В сухій пробірці змішати по 1 мікрошпателю калій іодиду і манган (IV) оксиду, додати 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти.

2) В дві пробірки налити по 1 мл розчину калій іодиду, в одну з них додати по краплях хлорну воду, в іншу – бромну воду.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії калій іодиду з манган (IV) оксидом в присутності сульфатної кислоти;

б) взаємодії калій іодиду з хлорною водою;

в) взаємодії калій іодиду з бромною водою.

Дослід 4. Хлорна вода та її властивості

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, хлорна вода, сірководнева вода, розчини NaOH (1M), AgNO₃ (0,1M), Cr₂(SO₄)₃ (0,5 M), синій лакмусовий папірець.

1) В пробірку налити 0,5 мл хлорної води. Звернути увагу на її колір, запах (*обережно*). Дослідити хлорну воду лакмусом. Що спостерігається? Додати кілька краплин розчину аргентум нітрату.

2) В дві пробірки налити по 0,5 мл хлорної води. В одну додати кілька краплин розчину натрій гідроксиду, в іншу – сірководневої води. Відзначити зміни. Чи зберігається запах хлорної і сірководневої води?

3) В пробірку внести кілька краплин розчину хром (III) сульфату, надлишок розчину натрій гідроксиду до розчинення осаду і додати хлорну воду. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) розчинення хлору в воді;

б) взаємодії одного з продуктів реакції а) з аргентум нітратом;

в) взаємодії хлорної води з натрій гідроксидом;

г) взаємодії хлорної води з сірководневою;

д) взаємодії хром (III) сульфату з надлишком натрій гідроксиду;

е) взаємодії продукту реакції д) з хлорною водою, враховуючи, що Cr³⁺ переходить у CrO₄²⁻.

Вказати тип окисно-відновних реакцій. Які властивості проявляє хлор в реакціях г), е)?

Дослід 5. Відновлювальні властивості галогенід-іонів (дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, KCl, KBr, KI, розчини H_2SO_4 (конц., 1M), $K_2Cr_2O_7$ (0,25M), NaCl (0,5M), KBr (0,5M), KI (0,5M).

1) Відновлення сульфатної кислоти.

В три сухі пробірки внести по 2 мікрошпателю калій хлориду, калій броміду та калій йодиду і додати по 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Спостерігати утворення білої пари в кожній пробірці на початку реакції. Звернути увагу на появу бурої пари бромоводню і йоду у відповідних пробірках.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) обміну, які протікають з утворенням відповідних галогеноводнів;
б) відновлення надлишку сульфатної кислоти бромоводнем та йодоводнем, враховуючи, що в першому випадку утворюється сульфур (IV) оксид, в другому – сірководень.

Чи відбувається відновлення сульфатної кислоти хлороводнем? Як змінюються відновлювальні властивості в ряду HF, HCl, HBr, HI?

2) Відновлення калій дихромату.

В три пробірки внести по 2-4 краплини розчину калій дихромату, 1-2 краплини 1M розчину сульфатної кислоти. Додати по 2-3 краплини розчинів 1) калій йодиду; 2) калій броміду; 3) натрій хлориду. Розчини перемішати. В якому випадку відновлення дихромату не відбувається?

Записати спостереження і рівняння реакцій, враховуючи, що $Cr_2O_7^{2-}$ переходить в Cr^{3+} .

Дослід 6. Властивості бромоводню та йоду (дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, бромна вода, йодна вода, сірководнева вода, $FeSO_4$, Al (порошок), I_2 (крист.), фарфорова чашка, скляна паличка.

1) В дві пробірки налити по 0,5 мл сірководневої води і додати в одну бромну воду, в другу – йодну воду. Розчини в пробірках збовтати.

2) В фарфоровій чашці перемішати порошок алюмінію ($\approx 0,05$ г) з розтертим йодом ($\approx 0,7$ г). Суміш змочити кількома краплями води.

3) В дві пробірки внести по 3-5 краплин 1) бромної води, 2) йодної води. Додати в кожну пробірку по 1-2 мікрошпателю ферум (II) сульфату. Що спостерігається? В якому випадку реакція окиснення Fe^{2+} не відбувається?

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії сірководню з галогенами;

б) взаємодії алюмінію з йодом, враховуючи, що вода – каталізатор;

в) окиснення ферум (II) сульфату галогеном.

Підтвердити неможливість протікання однієї з реакцій, порівнявши значення стандартних електродних потенціалів систем $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$, $\text{I}_2/2\text{I}^-$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ (див. додаток А).

Дослід 7. Якісні реакції на йони Cl^- , Br^- , I^-

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини NaCl (0,5М), KBr (0,5М), KI (0,5М), AgNO_3 (0,1М), HNO_3 (1М), $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2М).

В трьох пробірках реакцією обміну отримати осаді аргентум хлориду, броміду та іодиду. Відзначити їх колір. Дослідити розчинність осадів в нітратній кислоті і розчині амоніаку.

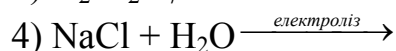
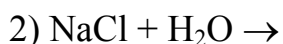
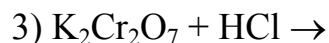
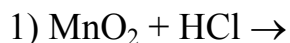
Записати спостереження і рівняння відповідних реакцій.

1.4 Контрольні тестові завдання

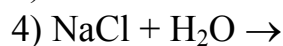
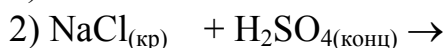
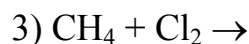
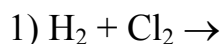
- Скільки молекул хлору міститься в 448 л газу за н.у.?
1) $6,02 \cdot 10^{23}$; 2) $12,04 \cdot 10^{24}$; 3) 2000; 4) 448000.
- Скільки молекул хлору міститься в 710 г газу ?
1) 448; 2) $24,08 \cdot 10^{23}$; 3) $6,02 \cdot 10^{24}$; 4) 224000.
- Яка електронна формула відповідає йону F^- ?
1) $1s^2 2s^2 2p^6$; 3) $1s^2 2s^2 2p^4$;
2) $1s^2 2s^2 2p^5$; 4) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$.
- Яка електронна формула відповідає стану Cl^{3+} ?
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$.
- Яка електронна формула відповідає атому Cl в основному стані?
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^3$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^2$.
- Який атом має найбільшу спорідненість до електрона?
1) $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^5$; 3) $\dots 3s^2 3p^5$;
2) $\dots 2s^2 2p^5$; 4) $\dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$.
- Який атом є найбільш сильним відновником?
1) $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^5$; 3) $\dots 3s^2 3p^5$;
2) $\dots 2s^2 2p^5$; 4) $\dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$.
- Який атом найбільш сильний окисник?
1) $\dots 2s^2 2p^5$; 3) $\dots 3d^{10} 4s^2 4p^5$;
2) $\dots 3s^2 3p^5$; 4) $\dots 4d^{10} 5s^2 5p^5$.

9. Який з наведених нижче йонів проявляє тільки відновлювальні властивості?
- 1) BrO_3^- ; 2) Br^- ; 3) BrO^- ; 4) BrO_2^- .
10. Яка сполука може проявляти тільки відновлювальні властивості?
- 1) KClO_3 ; 2) Cl_2 ; 3) KI ; 4) Cl_2O_7 .
11. Який йон проявляє тільки окиснювальні властивості?
- 1) IO_3^- ; 2) IO_4^- ; 3) IO^- ; 4) I^- .
12. Яка речовина проявляє лише окиснювальні властивості?
- 1) HClO_4 ; 2) I_2 ; 3) KI ; 4) HClO_3 .
13. Яка сполука може проявляти відновлювальні та окиснювальні властивості?
- 1) HClO_4 ; 2) F_2 ; 3) HCl ; 4) I_2 .
14. Який з галогенів не може проявляти додатних значень ступенів окиснення?
- 1) I ; 2) Cl ; 3) Br ; 4) F .
15. Котра з наведених нижче сполук проявляє найбільш сильні відновлювальні властивості?
- 1) HI ; 2) HBr ; 3) HF ; 4) HCl .
16. В молекулі якої речовини полярність зв'язку найбільша?
- 1) HBr ; 2) HF ; 3) HCl ; 4) HI .
17. Де в періодичній системі розміщені галогени?
- 1) в одному періоді;
2) в побічній підгрупі сьомої групи;
3) в головній підгрупі п'ятої групи;
4) в головній підгрупі сьомої групи.
18. Виберіть вірне твердження:
- 1) всі галогени – р-елементи;
2) галогени не утворюють сполук між собою;
3) всі галогени – гази за нормальних умов;
4) зі збільшенням порядкового номера галогенів зменшуються їх атомні та йонні радіуси.
19. Виберіть правильне твердження:
- 1) фтор не взаємодіє з водою;
2) найсильнішим окисником серед галогенів є I_2 ;
3) хлорну воду використовують для відбілювання тканин і паперу;
4) соляну кислоту не можна зберігати у скляному посуді.

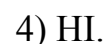
20. Який процес передає схему промислового добування хлору?



21. Яка схема відображає лабораторний метод отримання HCl?



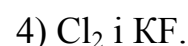
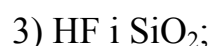
22. Яка кислота у водному розчині є слабким електролітом?



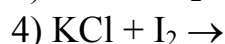
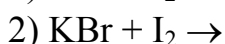
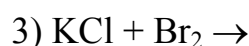
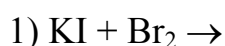
23. Яку кислоту не можна зберігати в скляному посуді?



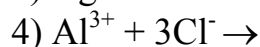
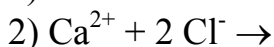
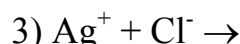
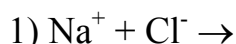
24. Які речовини здатні до взаємодії між собою?



25. Між якими речовинами відбувається хімічна реакція?



26. У якому випадку реакція між йонами протікає до кінця?



27. Які речовини утворюються при дії надлишку хлору на розчин KI?



28. Виберіть невірне твердження:

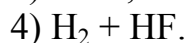
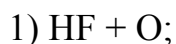
1) галогени легко взаємодіють з киснем за звичайних умов;

2) в ряду HF, HCl, HBr, HI відновлювальні властивості посилюються;

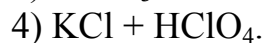
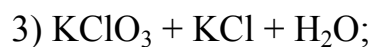
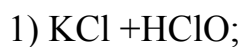
3) хлор – газ жовто-зеленого кольору з різким запахом, токсичний для живих організмів;

4) водний розчин HF – слабкий електроліт.

29. Які речовини утворюються при взаємодії F₂ з H₂O?



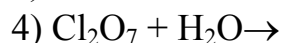
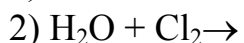
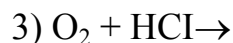
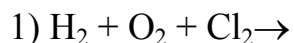
30. Які речовини отримують при взаємодії холодного розчину KOH і Cl₂?



31. Які речовини утворюються при взаємодії KI і $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$?
- 1) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HI} + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{HI} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$; 4) $\text{HI} + \text{K}_2\text{SO}_4$.
32. Які речовини утворюються при взаємодії MnO_2 і $\text{HCl}_{(\text{конц})}$?
- 1) $\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{MnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{MnO} + \text{HClO}$.
33. Сполуки якого з галогенів входять до складу кісток і зубної емалі?
- 1) сполуки Бром; 3) сполуки Флуору;
 2) сполуки Хлору; 4) сполуки Йоду.
34. Яка з наведених схем відображає процес хлорування води?
- 1) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$; 3) $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;
 2) $2\text{Cl}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}$; 4) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO}$.
35. Виберіть правильне твердження:
- 1) всі галогени за звичайних умов газу;
 2) сполуки Бром регулюють діяльність нервової системи в організмі людини;
 3) хлор легко взаємодіє з киснем повітря;
 4) кухонна сіль – це суміш KCl і KBr.
36. Які речовини утворюються при взаємодії PCl_3 з H_2O ?
- 1) H_3PO_3 і HCl ; 3) Cl_2 , HCl і P_2O_5 ;
 2) H_3PO_4 і HCl ; 4) PH_3 і HClO .
37. Які речовини утворюються при взаємодії PBr_5 з KOH ?
- 1) $\text{PH}_3 + \text{KBr}$; 3) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;
 2) $\text{K}_3\text{PO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KBrO}$.
38. Яка з перерахованих нижче кислот є складовою шлункового соку людини?
- 1) HClO_4 ; 2) HF ; 3) HCl ; 4) HBr .
39. Яка з наведених солей хлоридної кислоти буде піддаватись гідролізу у водному розчині?
- 1) NaCl ; 2) CaCl_2 ; 3) AgCl ; 4) MgCl_2 .
40. У водному розчині якої солі $\text{pH} < 7$?
- 1) NaI ; 2) AlCl_3 ; 3) KCl ; 4) KBr .
41. Які речовини утворюються при взаємодії FeCl_3 з HI в розчині?
- 1) $\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{HCl}$; 3) $\text{FeI}_2 + \text{HCl}$;
 2) $\text{FeI}_3 + \text{HCl}$; 4) реакція не проходить.

42. Які речовини утворюються при взаємодії HI з MnO₂?
- | | |
|--|--|
| 1) MnI ₄ + H ₂ O; | 3) HMnO ₄ + I ₂ ; |
| 2) MnI ₂ + I ₂ + H ₂ O; | 4) MnI ₄ + I ₂ + H ₂ O. |
43. Які речовини утворюються при взаємодії SiF₄ з H₂O?
- | | |
|--|--|
| 1) SiO ₂ + F ₂ ; | 3) Si + HF + O ₂ ; |
| 2) H ₂ SiO ₃ + HF; | 4) Si + H ₂ + O ₂ + F ₂ . |
44. Які речовини утворюються при взаємодії I₂ з HNO₃ (розв.)?
- | | |
|--|--|
| 1) HIO ₃ + NO + H ₂ O; | 3) HI + N ₂ + H ₂ O; |
| 2) HI + NO ₂ + H ₂ O; | 4) HI + HNO ₂ . |
45. Виберіть правильне твердження:
- 1) всі метали взаємодіють з концентрованою хлоридною кислотою;
 - 2) галогени безпосередньо сполучаються з киснем і утворюють оксигеновмісні сполуки;
 - 3) галогеніди всіх металів гідролізують у воді;
 - 4) бром за звичайних умов – важка рідина темно-червоного кольору.
46. Якого типу реакція протікає між KI і Br₂?
- | | |
|---------------------|--------------------------|
| 1) окисно-відновна; | 3) реакція не проходить; |
| 2) обміну; | 4) комплексоутворення. |
47. Ангідридом якої кислоти є оксид Cl₂O?
- | | | | |
|------------------------|------------------------|------------------------|----------|
| 1) HClO ₄ ; | 2) HClO ₂ ; | 3) HClO ₃ ; | 4) HClO. |
|------------------------|------------------------|------------------------|----------|
48. Яка з наведених нижче кислот є найсильнішим окисником?
- | | | | |
|----------|------------------------|------------------------|------------------------|
| 1) HClO; | 2) HClO ₃ ; | 3) HClO ₂ ; | 4) HClO ₄ . |
|----------|------------------------|------------------------|------------------------|
49. Яка з перерахованих оксигеновмісних кислот Хлору є найбільш термічно стійкою?
- | | | | |
|----------|------------------------|------------------------|------------------------|
| 1) HClO; | 2) HClO ₃ ; | 3) HClO ₂ ; | 4) HClO ₄ . |
|----------|------------------------|------------------------|------------------------|
50. Яка з наведених нижче речовин має такі властивості:
- а) розкладається в присутності каталізатора з виділенням кисню;
 - б) утворюється при розчиненні хлору в гарячому розчині КОН;
 - в) використовується для виготовлення вибухівок?
- | | | | |
|------------------------|----------|---------|------------------------|
| 1) KClO ₄ ; | 2) HClO; | 3) KCl; | 4) KClO ₃ . |
|------------------------|----------|---------|------------------------|
51. Як змінюються властивості оксигеновмісних кислот Хлору в ряду HClO – HClO₂ – HClO₃ – HClO₄?
- 1) окиснювальні властивості посилюються;
 - 2) термічна стійкість зменшується;
 - 3) кислотні властивості посилюються;
 - 4) сила кислот зменшується.

52. Якою реакцією можна отримати HClO ?



53. Виберіть вірне твердження:

1) галогени в природі зустрічаються в вільному стані;

2) спорідненість до електрона при переході від Флуору до Іоду зростає;

3) всі солі хлоридної кислоти розчиняються в воді;

4) кислота HClO є більш сильним окисником ніж HClO_4 .

54. Виберіть невірне твердження:

1) сила оксигеновмісних кислот Хлору зростає в ряду
 $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$;

2) KClO_3 – бертолетова сіль, використовується у виробництві сірників;

3) всі метали взаємодіють з хлоридною кислотою з виділенням водню;

4) плавикову кислоту (HF) не можна зберігати в скляному посуді.

2 СУЛЬФУР

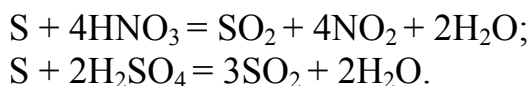
Мета роботи: теоретично вивчити та експериментально дослідити властивості сполук Сульфуру.

2.1 Властивості сполук Сульфуру. Оксиди та кислоти Сульфуру

Атом Сульфуру має таку електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$. Наявність двох неспарених електронів у незбудженому стані свідчить про те, що атом Сульфуру може проявляти ступінь окиснення мінус 2 і плюс 2. При збудженні електрони 3s- і 3p- підрівнів можуть розпаровуватись, утворюючи відповідно 4 і 6 неспарених електронів, тому атом Сульфуру може проявляти ступінь окиснення +4 і +6.

Сірка – тверда, хрупка речовина жовтого кольору. Атоми Сульфуру мають здатність до утворення ланцюгів. Молекула сірки складається з восьми атомів, а в парі містяться молекули S_8 , S_6 , S_2 , S . Плавлення сірки супроводжується зміною складу її молекули, а відповідно і властивостей. За дуже високого тиску сірка набуває металічних властивостей.

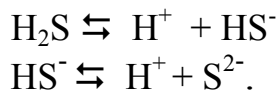
Сірка практично не розчиняється у воді, але добре розчиняється в сірковуглеці CS_2 . Хімічно сірка досить активна, при підвищених температурах взаємодіє з усіма простими речовинами, крім азоту, золота, платини та інертних газів. З киснем утворює оксид SO_2 , з воднем при температурі $444,6\text{ }^\circ\text{C}$ (температурі її кипіння) утворює *дигідроген сульфід* H_2S (сірководень). Сірка взаємодіє з кислотами, які є сильними окисниками, наприклад, з концентрованою нітратною і сульфатною кислотами:



Сірка розчиняється у водних розчинах лугів при нагріванні:



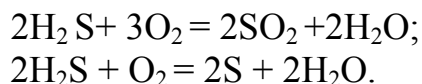
Дигідроген сульфід – це безбарвний газ із запахом тухлих яєць, дуже отруйний, розчинний у воді. У хімічних реакціях H_2S виявляє себе як сильний відновник і як слабка кислота (у водному розчині). Дисоціація H_2S проходить ступінчато:



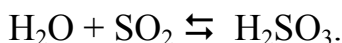
Дисоціація за другим ступенем відбувається незначною мірою. Солями H_2S є *сульфіди* і *гідрогенсульфіди*. Яскраве і різноманітне забарвлення сульфідів різних металів, різна розчинність в кислотах, інші індивідуальні властивості дають можливість широко використовувати їх в аналітичній практиці.

Дигідроген сульфід взаємодіє з таким окисником, як кисень. При надлишку кисню H_2S згоряє з утворенням SO_2 , а при недостатній кількості

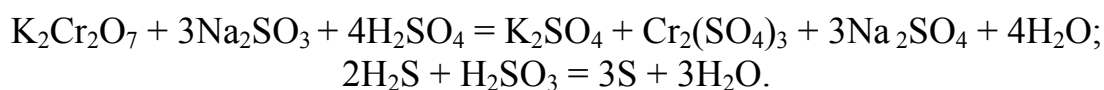
кисню виділяється сірка:



Сульфур утворює декілька сполук з Оксигеном, найважливішими з них є SO_2 і SO_3 . SO_2 – це безбарвний газ з різким запахом, що переходить в рідкий стан при температурі мінус 10°C . При розчиненні у воді SO_2 утворює слабку *сульфітну кислоту*:



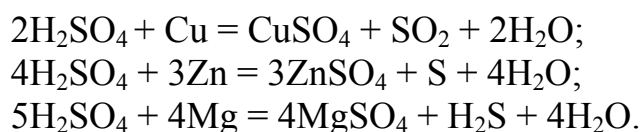
H_2SO_3 та її солі (*сульфіти* і *гідрогенсульфіти*) є сильними відновниками, але можуть проявляти і окиснювальні властивості в реакціях з більш сильними відновниками:



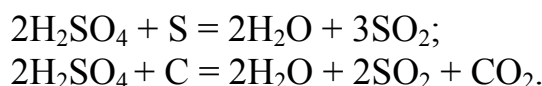
SO_2 є токсичною домішкою повітря промислових міст, що призводить до утворення кислотних дощів. При концентрації $0,03 - 0,05$ мг/дм³ в повітрі SO_2 викликає подразнення очей, горла, верхніх дихальних шляхів. Заходом безпеки при цьому може бути промивання носа та порожнини рота 2 % - ним розчином натрій гідрогенкарбонату (питна сода) та спокій.

SO_3 – стійкий кислотний оксид, що існує в формі газу, рідини і твердих модифікацій, взаємодіє з водою, лугами і основними оксидами.

Із сполук Сульфур найбільш широко використовується *сульфатна кислота*. H_2SO_4 – двоосновна кислота, утворює два типи солей: кислі (гідрогенсульфати) і середні (сульфати). Хімічні властивості сульфатної кислоти багато в чому залежать від її концентрації. Розбавлена сульфатна кислота проявляє всі властивості кислот: змінює колір індикаторів, взаємодіє з металами, розміщеними в електрохімічному ряду напруг до водню, оксидами металів, гідроксидами і солями. Концентрована H_2SO_4 реагує інакше, ніж розбавлена: відновлюється металами до SO_2 , S чи H_2S (в залежності від активності відновника) (див. додаток Б):

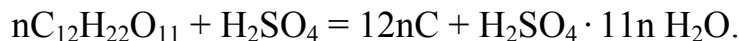


Концентрована сульфатна кислота при нагріванні відновлюється і неметалами, наприклад, сіркою і вуглецем:



Багато органічних речовин, що містять Гідроген і Оксиген (папір, деревина, тканини, вуглеводи), під дією концентрованої H_2SO_4 звуглюються внаслідок зв'язування води кислотою. Наприклад, процес звуглювання

цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ можна описати таким рівнянням:

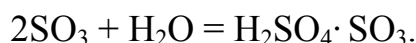
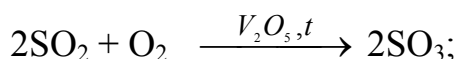
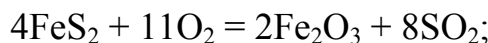


В концентрованій сульфатній кислоті добре розчиняється сульфур (VI) оксид – утворюється *олеум*:



Олеум може виділяти SO_3 і тому “димить” на повітрі.

Одним з основних методів добування сульфатної кислоти є контактний:



Виробляють сульфатну кислоту у великій кількості і використовують у виробництві мінеральних добрив, сульфатів, при очищенні нафти, в різних технологічних процесах органічного синтезу, для заповнення акумуляторів.

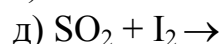
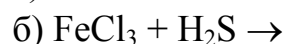
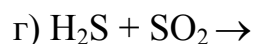
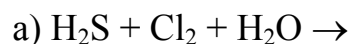
Чиста сірка не токсична, але деякі сполуки Сульфур шкідливо впливають на організм людини. Так, при вдиханні H_2S у значних концентраціях людина непритомніє, а в деяких випадках це може спричинити параліч дихальних шляхів. Першою допомогою при цьому є ізоляція від джерела отруєння та вдихання кисню.

Проте Сульфур входить до складу білків і виконує певну біологічну функцію в живих організмах, а також відіграє важливу роль у хімічному захисті клітин від опромінення.

2.2 Завдання для самостійної роботи

1. Яка валентність атома Сульфур у нормальному стані?
2. Вкажіть число неспарених електронів в максимально збудженому атомі Сульфур.
3. При деякій температурі густина парів сірки за азотом рівна 9,14. Скільки атомів Сульфур входить до складу молекули сірки за даної температури?
4. Назвіть основні напрямки застосування сірки.
5. Який тип хімічного зв'язку в молекулі H_2S ?
6. Чому в реакціях H_2S проявляє тільки відновлювальні властивості?
7. Наведіть приклади реакцій, характерних для SO_2 .
8. Порівняйте властивості і поясніть відмінності розведеної і концентрованої сульфатної кислоти (дія на метали, електропровідність, водопоглинальна здатність).
9. Які сполуки називають тіосолями? Наведіть реакцію їх отримання.
10. Перерахуйте основні сфери використання сульфатної кислоти.

11. Чому не можуть одночасно перебувати в розчині: H_2S і H_2SO_3 ; H_2SO_3 і KClO ? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
12. Чому H_2SO_4 тільки окисник, а H_2SO_3 окисник і відновник? Складіть рівняння реакцій, в яких H_2SO_3 : а) окисник; б) відновник.
13. Запропонуйте спосіб визначення йонів S^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
14. Яку біологічну функцію виконують сполуки Сульфуру в живих організмах?
15. Які токсичні сполуки Сульфуру забруднюють атмосферне повітря? Що таке кислотні дощі? Як вони утворюються?
16. Закінчіть рівняння реакцій між речовинами:



2.3 Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія сірки з лугами

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, сірка, розчини NaOH (конц.), KMnO_4 (0,5M).

Помістити 1-2 мікрошпателя мілкоподрібненої сірки в пробірку і долити 1-2 мл концентрованого розчину натрій гідроксиду. Суспензію прокип'ятити до повного розчинення сірки. Отриманий розчин охолодити водою і додати 3-4 краплини розчину калій перманганату.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії сірки з натрій гідроксидом;

б) взаємодії продуктів реакції з калій перманганатом, враховуючи, що MnO_4^- відновлюється до MnO_4^{2-} .

Вказати тип окисно-відновних реакцій.

Дослід 2. Добування сірководню, якісна реакція на сульфід-іон (дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: прилад для добування H_2S , штатив з лапкою, штатив з пробірками, FeS або Na_2S , HCl (конц.), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,25M), синій лакмусовий папірець.

В пробірку з відповідною трубкою помістити кілька шматочків ферум (II) сульфід (натрій сульфід), закріпити її вертикально в штативі і закрити пробкою. Через воронку додати кілька краплин концентрованої хлоридної кислоти. Сірководень, який виділяється, направити а) на полоску фільтрувального паперу, змоченого розчином плюмбум нітрату; б) в пробірку з дистильованою водою. За допомогою індикатора визначити характер сере-

довища в розчині H_2S . Пробірку з отриманим розчином зберегти для наступного досліду.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) добування сірководню;
- б) його взаємодії з плюмбум нітратом;
- в) ступінчатої дисоціації сульфідної кислоти.

Дослід 3. Відновлювальні властивості сірководню

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, сірководнева вода, бромна вода, розчини KMnO_4 (0,5M), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,25M), H_2SO_4 (0,5M).

В три пробірки налити по 0,5 мл розчинів 1) калій перманганату; 2) калій дихромату; 3) бромної води. Розчини в першій та другій пробірках підкислити сульфатною кислотою. Потім в усі три пробірки додати по краплях сірководневу воду до зміни забарвлення кожного розчину і його помутніння внаслідок виділення сірки.

Записати спостереження і рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що MnO_4^- відновлюється до Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr^{3+} .

Дослід 4. Добування сульфідів металів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини солей кадмію, цинку, купруму (II), мангану (II), феруму (II), $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (0,25M), сірководнева вода.

1) Налити в пробірки по 0,5 мл розчинів солей металів і додати розчин амоній сульфїду. Звернути увагу на колір осадів. Дослідити розчинність сульфїдів металів у хлоридній кислоті. Звернути увагу на розчинність деяких осадів в кислоті.

2) Дослідити дію сульфїдної кислоти на розчини цих самих солей. Пояснити, чому не у всіх випадках утворюються осад.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) взаємодії солей металів з амоній сульфїдом;
- б) розчинення деяких сульфїдів металів в хлоридній кислоті;
- в) взаємодії солей металів з сульфїдною кислотою.

Дослід 5. Гїдролїз сульфїдів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркодержач, Na_2S (0,25M), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,2M), HCl (1 M), NaOH (1 M), універсальний індикатор.

1) За допомогою універсального індикатора дослідити реакцію середовища в розчині натрій сульфїду.

2) Налити в пробірку 0,5 мл розчину алюміній сульфату, додати розчин натрій сульфїду і нагрїти. Довести експериментально, що осад – це алюміній гїдроксид.

Записати спостереження і молекулярні та йонні рівняння реакцій:

- а) гідролізу натрій сульфіді;
- б) отримання алюміній сульфіді і його гідролізу;
- в) які доводять, що осад – це алюміній гідроксид.

Дослід 6. Добування сульфур (IV) оксиду (сірчистого газу) (дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: прилад для добування SO_2 , штатив з лапкою, хімічний стакан об'ємом 50 мл, Na_2SO_3 , H_2SO_4 (конц.), універсальний індикатор.

В пробірку з відвідною трубкою внести кристалічний натрій сульфід, вертикально закріпити в штативі і закрити пробкою. Кінець відвідної трубки занурити в стакан з водою. Через воронку по краплях приливати концентровану сульфатну кислоту. Слідкувати за тим, щоб воду не затягнуло в пробірку, в якій міститься реакційна суміш. Дослідити характер середовища в отриманому розчині. *Розчин зберегти для наступного досліді.*

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) добування сірчистого газу;
- б) взаємодії SO_2 з водою;
- в) ступінчатої дисоціації сульфитної кислоти.

Дослід 7. Властивості сполук Сульфуру (IV)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини H_2SO_3 , KMnO_4 (0,5M), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,25M), H_2SO_4 (0,5M), бромна та сірководнева вода.

1) Налити в три пробірки по 0,5 мл розчинів: 1) бромної води; 2) калій перманганату; 3) калій дихромату, підкисленого сульфатною кислотою. Потім в усі пробірки прилити розчин сульфитної кислоти. Записати спостереження і рівняння відповідних реакцій.

2) В пробірці провести реакцію взаємодії сульфитної кислоти з сірководневою водою. Записати рівняння реакції і пояснити, чому розчин стає мутним.

Які властивості (окиснювальні чи відновлювальні) проявляє в дослідах 1) та 2) сульфитна кислота?

Дослід 8. Властивості сульфатної кислоти (дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, H_2SO_4 (конц., 1M), Zn, Cu, S.

1) Дослідити, як діє розбавлена сульфатна кислота на метали. В якому випадку реакція не протікає?

2) В пробірках при слабкому нагріванні провести реакції між металами і концентрованою сульфатною кислотою. Встановити за запахом (*обережно!*), який газ виділяється.

3) В суху пробірку внести шматочок сірки, налити 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку обережно нагріти.

Записати спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 9. Якісні реакції на сульфїт- та сульфат- іони

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини BaCl_2 (0,5M), Na_2SO_3 (0,5M), Na_2SO_4 (0,5M), HNO_3 (1M).

В двох пробірках отримати реакцією обміну барій сульфїт і сульфат. В обидві пробірки додати розчин нітратної кислоти. Порівняти розчинність солей BaSO_4 і BaSO_3 у кислоті. Чи можна цією реакцією розрізнити йони SO_3^{2-} і SO_4^{2-} ?

Записати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

Дослід 10. Властивості натрій тіосульфату

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, бромна вода, йодна вода, розчини $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,3M), HCl (1M).

1) Нестійкість натрій тіосульфату в кислому середовищі. Налити в пробірку 0,5 мл розчину натрій тіосульфату і додати розчин хлоридної кислоти. Спостерігати утворення сірки. За запахом визначити, який газ виділився.

Записати спостереження і рівняння реакції взаємодії натрій тіосульфату з хлоридною кислотою. Вказати тип окисно-відновної реакції.

2) Відновлювальні властивості натрій тіосульфату. В дві пробірки налити по 0,5 мл бромної та йодної води. В обидві пробірки додати кілька краплин розчину натрій тіосульфату до знебарвлення розчинів.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії натрій тіосульфату з бромом, враховуючи, що тіосульфат окиснюється до сульфату і в реакції бере участь вода (сірка, яка виділяється – продукт побічної реакції);

б) взаємодії натрій тіосульфату з йодом, враховуючи, що $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ окиснюється до $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

Дослід 11. Ідентифікація кислотного залишку

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,25M), BaCl_2 (0,5M), HNO_3 (1M).

Отримати у викладача суху сіль, розчинити її в дистильованій воді. Визначити за допомогою відомих вам реакцій, чи є дана сіль сульфідом,

сульфітом, сульфатом або тіосульфатом (досліди проводити з окремими порціями розчину солі).

Описати методику роботи і спостереження, на підставі яких можна зробити висновок про наявність або відсутність кожного йона.

2.4 Контрольні тестові завдання

- Обчисліть масу 448 л SO_2 за н. у.
1) 64 г; 2) 1280 г; 3) 640 г; 4) $12,8 \cdot 10^4$ г.
- Скільки молекул H_2S міститься в 224 л газу за н. у.?
1) $6,02 \cdot 10^{24}$; 2) $12,04 \cdot 10^{23}$; 3) $3,01 \cdot 10^{23}$; 4) 90000.
- Який об'єм за н. у. займає 68 г H_2S ?
1) 40 л; 2) 44,8 л; 3) 22,4 л; 4) 11,2 л.
- Яка електронна формула відповідає йону S^{2-} ?
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.
- Яка електронна формула відповідає йону S^{4+} ?
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.
- Яка з наведених схем відображає будову зовнішнього енергетичного рівня атома Сульфуру в Na_2S ?
1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$;
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.
- Яка з речовин проявляє тільки відновлювальні властивості?
1) KHSO_3 ; 2) H_2SO_4 ; 3) K_2SO_4 ; 4) K_2S .
- Яка речовина проявляє тільки окиснювальні властивості?
1) H_2S ; 2) SO_2 ; 3) SO_3 ; 4) H_2SO_3 .
- Яка речовина є найбільш сильним відновником?
1) K_2SO_3 ; 2) SO_2 ; 3) K_2S ; 4) S .
- Яка з наведених реакцій є окисно-відновною?
1) $\text{ZnS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; 3) $\text{BaO} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{BaSO}_3$;
2) $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.
- Які речовини утворюються при взаємодії сірки з гарячим розчином луку NaOH ?
1) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$.

12. Які речовини утворюються при взаємодії S і HNO_3 (конц.)?

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
2) реакція не проходить; 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_2$.

13. За яких умов буде перебігати реакція:



- 1) при наявності каталізатора;
2) при підвищеному тиску;
3) при нагріванні суміші;
4) при інтенсивному перемішуванні.

14. Який тип хімічного зв'язку в молекулі H_2S ?

- 1) йонний; 3) донорно-акцепторний;
2) неполярний ковалентний; 4) полярний ковалентний.

15. Які властивості характерні для H_2S ?

- 1) отруйний газ з неприємним запахом;
2) при розчиненні у воді утворює сильну кислоту;
3) в окисно-відновних реакціях виступає окисником;
4) не взаємодіє з киснем.

16. Які властивості проявляє водний розчин H_2S ?

- 1) кислотні і окиснювальні;
2) основні і окиснювальні;
3) основні і відновлювальні;
4) кислотні і відновлювальні.

17. Чому H_2S проявляє тільки відновлювальні властивості?

- 1) тому що добре розчиняється в воді;
2) тому що атом Сульфуру в H_2S перебуває в найнижчому із можливих ступенів окиснення;
3) тому що проявляє властивості слабкої кислоти у водному розчині;
4) тому що дуже токсичний.

18. Яка схема відображає лабораторний спосіб добування H_2S ?

- 1) $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow$ 3) $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2) $\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 4) $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$

19. Продуктом якої реакції є H_2S ?

- 1) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) \rightarrow 4) $\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t}$

20. Які речовини утворюються при взаємодії H_2S з HNO_3 (конц.)?

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$; 3) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{S} + \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$; 4) реакція не проходить.

21. Яка схема відображає процес утворення сульфїду?

- 1) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- 2) $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

22. Які властивості характерні для солі K_2S ?

- 1) легко гідролізується у водному розчині;
- 2) взаємодіє з оксидами металів;
- 3) погано розчиняється в воді;
- 4) в окисно-відновних реакціях виступає окисником.

23. Які властивості проявляє SO_2 ?

- 1) відновлювальні;
- 2) окиснювальні;
- 3) окиснювальні і відновлювальні;
- 4) амфотерний оксид.

24. Які властивості характерні для SO_2 ?

- 1) при розчиненні в воді утворює сильну кислоту;
- 2) не реагує з основними оксидами;
- 3) легко окиснюється киснем за звичайних умов;
- 4) в присутності сильних відновників проявляє окиснювальні властивості.

25. При взаємодії яких речовин утворюється SO_2 ?

- 1) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
- 2) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$
- 3) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$
- 4) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})} \rightarrow$

26. Які речовини утворюються при взаємодії SO_2 з NaOH ?

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) NaHSO_4 .

27. Які властивості проявляє H_2SO_3 ?

- 1) сильної кислоти;
- 2) сильної основи;
- 3) термічно стійкої сполуки;
- 4) слабкої кислоти, нестійкої сполуки.

28. В якій реакції H_2SO_3 проявляє окиснювальні властивості?

- 1) $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4$;
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$;
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$.

29. В якій реакції Na_2SO_3 виступає відновником?

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

30. В якій реакції Na_2SO_3 виступає окисником?

- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

31. Які властивості проявляє K_2SO_3 в реакції $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$?

- 1) окиснювальні;
2) ступені окиснення елементів не змінюються;
3) відновлювальні;
4) реакція не проходить.

32. Яка з реакцій є якісною на солі сульфітної кислоти?

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ 3) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
2) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ 4) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{CaCO}_3 \rightarrow$

33. Яка схема відображає процес утворення натрій тіосульфату?

- 1) $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_4$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;
2) $2\text{Na} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$; 4) $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

34. Які властивості проявляє SO_3 ?

- 1) окиснювальні і відновлювальні, кислотний оксид;
2) окиснювальні, кислотний оксид;
3) відновлювальні, основний оксид;
4) окиснювальні і відновлювальні, амфотерний оксид.

35. В якій реакції утворюється SO_3 ?

- 1) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{каталізатор}} \text{SO}_3$ 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} \text{SO}_3$
2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ 4) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2$

36. Які речовини утворюються при взаємодії SO_3 з $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

- 1) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$;
2) $\text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

37. Які властивості проявляє розчин H_2SO_4 ?

- 1) кислотні і окиснювальні;
2) основні і окиснювальні;
3) основні і відновлювальні;
4) кислотні і відновлювальні.

38. Чому концентрована сульфатна кислота є сильним окисником?

- 1) тому що добре поглинає воду;
2) тому що вона сильний електроліт;
3) тому що атом Сульфуру в H_2SO_4 проявляє найвищий ступінь окиснення +6;
4) тому що вона розкладається з виділенням атомарного Оксигену.

39. Які властивості не характерні для концентрованої сульфатної кислоти?

- 1) активно взаємодіє з водою, використовується як осушувач;
- 2) розчиняє всі метали без винятку;
- 3) взаємодіє з солями і лугами;
- 4) проявляє властивості сильного окисника.

40. Який з наведених нижче хімічних процесів використовують в промисловості для отримання сульфатної кислоти?

- 1) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{каталізатор}} 2\text{SO}_3$;
- 2) $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4$;
- 3) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- 4) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

41. В якій реакції бере участь розведена сульфатна кислота?

- 1) $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;
- 4) $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

42. Які речовини утворюються при взаємодії Mg з $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$?

- 1) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2$;
- 3) $\text{MgO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) Mg пасивується в $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$.

43. Які з перерахованих нижче металів пасивуються в розчині холодної концентрованої сульфатної кислоти?

- 1) Fe і Cr;
- 2) Ag і Sn;
- 3) Ca і Mg;
- 4) Al і Mn.

44. Які метали не взаємодіють з розведеною сульфатною кислотою з виділенням водню?

- 1) Cu і Ag;
- 2) Co і Ni;
- 3) Mg і Zn;
- 4) Fe і Al.

45. Які речовини утворюються при взаємодії $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ з Cu?

- 1) $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{CuSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_3$;
- 4) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2$.

46. При взаємодії якого металу з $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ виділяється H_2S ?

- 1) Co;
- 2) Fe;
- 3) Ag;
- 4) Zn.

47. Чому концентровану сульфатну кислоту перевозять в сталевих цистернах?

- 1) тому що промисловість випускає тільки сталеві цистерни;
- 2) тому що $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ пасивує сталь;
- 3) тому що сталеві цистерни забезпечують надійну герметичність, що запобігає випаровуванню кислоти;
- 4) тому що сталеві цистерни не кородують на повітрі.

48. Які речовини утворюються при взаємодії HBr з $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$?

- 1) $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 3) реакція не проходить;
2) $\text{HBrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3$; 4) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$.

49. Які речовини утворюються при взаємодії KI з $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$?

- 1) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HI}$; 3) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{KHSO}_4 + \text{HI}$; 4) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HI}$.

50. Яка реакція є якісною на присутність сульфатної кислоти та її солей в розчині?

- 1) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$;
3) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$;
4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$.

51. Як змінюються властивості кислот в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4$?

- 1) сила кислот зростає і окиснювальна здатність теж;
2) немає чіткої закономірності;
3) сила кислот зменшується, окиснювальні властивості зростають;
4) сила кислот зростає, окиснювальні властивості послаблюються.

52. Які солі не будуть гідролізуватися у водному розчині?

- 1) Na_2S і K_2SO_3 ; 3) Al_2S_3 і CuSO_4 ;
2) Na_2SO_3 і $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 4) Na_2SO_4 і KCl .

53. Водний розчин якої солі має лужну реакцію?

- 1) BaSO_4 ; 2) K_2SO_3 ; 3) Na_2SO_4 ; 4) K_2SO_4 .

54. Виберіть вірне твердження.

- 1) SO_2 проявляє тільки окиснювальні властивості;
2) концентрована H_2SO_4 не взаємодіє з металами;
3) SO_3 – ангідрид сульфатної кислоти;
4) H_2S проявляє тільки відновлювальні властивості.

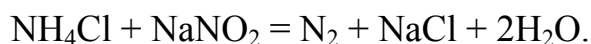
3 НІТРОГЕН

Мета роботи: Теоретично вивчити і експериментально дослідити властивості сполук Нітрогену з Гідрогеном та Оксигеном.

3.1 Властивості сполук Нітрогену з Гідрогеном та Оксигеном

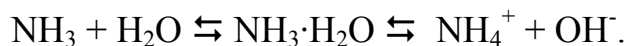
Атом Нітрогену має на зовнішньому енергетичному рівні 5 електронів, з яких 2 – спарені, 3 – неспарені: $1s^2 2s^2 2p^3$. Для атома Нітрогену збудження неможливе, тому його валентність рівна трьом. Але атом Нітрогену може віддати 1 електрон, при цьому один s-електрон йона N^+ може перейти на звільнену p-орбіталь. В даному випадку валентність йона N^+ рівна 4. Таким чином, валентність Нітрогену може бути рівною 3 і 4, а ступінь окиснення від мінус 3 до плюс 5. В молекулі N_2 існує три ковалентних неполярних зв'язки, що пояснює його хімічну інертність і високу стійкість.

Азот – типовий неметал, за звичайних умов це газ, який складає 78% (за об'ємом) атмосферного повітря. В промисловості азот отримують при ректифікації зрідженого повітря. В лабораторії азот можна отримати при нагріванні суміші концентрованих розчинів амоній хлориду і натрій нітриту:



За кімнатної температури азот не реагує з металами і неметалами, за винятком літію, який повільно вступає в реакцію з утворенням *нітриду* Li_3N . Підвищення температури до 500-600 °C помітно активує азот і він починає взаємодіяти з активними металами та воднем з утворенням нітридів. Найвища активність азоту досягається у плазмі електричного розряду. В цих умовах азот взаємодіє з малоактивними металами, а також з силіцієм, бором, вуглецем, киснем.

З нітридів найбільше практичне значення має *амоніак*. Це безбарвний газ з характерним запахом, легший за повітря, добре розчиняється у воді з утворенням гідроксиду:

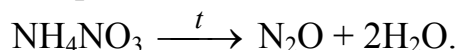


$NH_3 \cdot H_2O$ – слабка основа. Для молекули NH_3 характерно приєднання гідроген-іону за донорно-акцепторним механізмом.

Амоніак окиснюється різними окисниками з утворенням молекулярного азоту. В присутності платинового каталізатора окиснюється киснем повітря до оксидів Нітрогену.

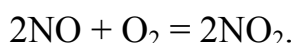
Крім амоніаку відомі і інші сполуки Нітрогену з Гідрогеном: N_2H_4 – гідразин, NH_2OH – гідроксиламін, NN_3 – азидна кислота. Всі перераховані сполуки проявляють сильні відновлювальні властивості.

З Оксигеном Нітроген утворює декілька оксидів: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 . Нітроген (I) оксид – безбарвний газ з приємним запахом. Його добувають термічним розкладанням амоній нітрату:

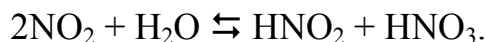


На відміну від інших оксидів, N_2O не є отруйною речовиною, але вдихання його викликає характерний стан “сп’яніння”. Тому N_2O називають “веселільним газом” і використовують в медицині як наркотичний засіб. При нагріванні N_2O легко розкладається на азот і кисень.

При взаємодії азоту з киснем при високій температурі утворюється оксид NO . У промисловості його добувають, окиснюючи амоніак в присутності каталізатора – платини. NO – безбарвний газ, на повітрі окиснюється з утворенням нітроген (IV) оксиду:

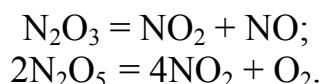


NO_2 – газ бурого кольору, розчинний у воді, причому розчин безбарвний, що пояснюється протіканням реакції:



NO_2 – отруйний газ, подразнює слизові оболонки очей і дихальних шляхів, він є шкідливим відходом хімічних виробництв, а також утворюється як домішка при згорянні різних видів палива в двигунах внутрішнього згорання і різних паливних установках. N_2O_4 отримують при охолодженні NO_2 . N_2O_4 – безбарвна рідина, яка дисоціює при нагріванні з утворенням NO_2 .

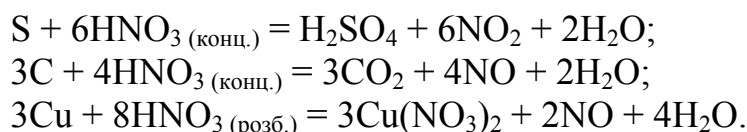
N_2O_3 і N_2O_5 – малостійкі, вони легко розкладаються при кімнатній температурі:



N_2O_3 і N_2O_5 – кислотні оксиди, під час розчинення у воді утворюють відповідно *нітритну* HNO_2 і *нітратну* HNO_3 кислоти.

HNO_2 є слабкою одноосновною кислотою, вона нестійка і існує лише в розбавлених розчинах. В залежності від умов нітритна кислота та її солі можуть проявляти як окиснювальні, так і відновлювальні властивості. Солі HNO_2 – *нітрити*, термічно більш стійкі, ніж нітрати.

HNO_3 – сильна кислота, проявляє всі властивості кислот. HNO_3 – дуже сильний окисник; як розбавлена, так і концентрована, вона окиснює неметали і більшість металів:

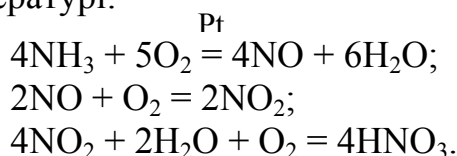


Золото, платина і платинові метали не окиснюються нітратною кислотою, їх окиснює суміш, що складається з 1 частини $HNO_{3(\text{конц.})}$ і 3-х частин $HCl_{\text{конц.}}$ (“царська горілка”). Такі метали, як залізо, хром, алюміній і

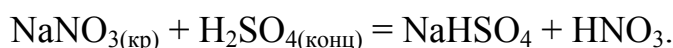
деякі інші – пасивуються концентрованою HNO_3 . Під час нагрівання на світлі HNO_3 частково розкладається:



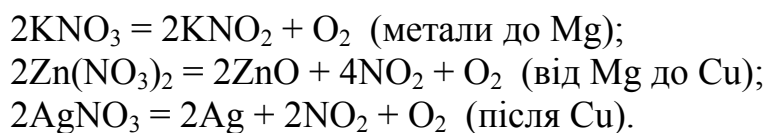
Отримують HNO_3 в промисловості каталітичним окисненням амоніаку при підвищеній температурі:



HNO_3 можна отримати з натрій нітрату:



Солі HNO_3 – *нітрати*, при нагріванні розкладаються по-різному в залежності від умов проведення реакції і природи катіона солі (див. додаток Б – ряд напруг металів):



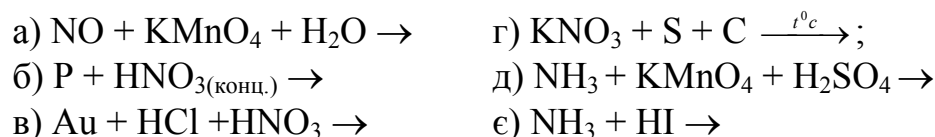
У вигляді білкових речовин Нітроген входить до складу кожної рослини і тварини. Без білка немає життя, а тому зрозуміло, яку важливу роль відіграє цей елемент.

Деякі сполуки Нітрогену виявляють токсичну дію. Гостре отруєння амоніаком викликає ураження очей та дихальних шляхів, задишку і запалення легенів. Максимально допустимий вміст амоніаку в повітрі виробничих приміщень – 0,02 мг/л. При отруєнні амоніаком першочерговими заходами є чисте повітря, спокій, при втраті свідомості – штучне дихання. Токсичними є гідразин, гідроксиламін і всі їх похідні, солі нітритної кислоти і нітратна кислота. Небезпеку складає надлишок нітрат- та нітрит-іонів у продуктах харчування. Нітрат-іони у організмі людини відновлюються до нітрит-іонів. Гемоглобін взаємодіє з NO_2^- і втрачає здатність переносити кисень. У шлунково-кишковому тракті нітрити перетворюються на нітрузоаміни – сильні канцерогенні агенти.

3.2 Завдання для самостійної роботи

1. Чим пояснюється невисока хімічна активність азоту у вільному стані?
2. Що таке нітриди? Яке значення нітридів в техніці?
3. Яким способом можна отримати азот в лабораторії? Відповідь підтвердіть рівнянням реакції.
4. Наведіть приклади реакцій, в яких азот виконує роль окисника і приклади реакцій, в яких він є відновником.
5. Які реакції відображають лабораторний та промисловий способи добування амоніаку?

6. Які властивості проявляє амоніак в окисно-відновних реакціях і чому? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
7. Яке забарвлення буде мати фенолфталеїн в розчині амоніаку? Чому?
8. Чи можна видаляти залишки вологи з газоподібного амоніаку за допомогою H_2SO_4 (конц.) або P_2O_5 ? Відповідь поясніть.
9. Які хімічні властивості проявляють гідразин і гідроксиламін? Наведіть приклади рівнянь реакцій.
10. До якого класу оксидів відносяться N_2O і NO ?
11. Наведіть способи отримання оксидів Нітрогену.
12. Наведіть хімічні реакції, в результаті яких з природних речовин отримують нітратну кислоту.
13. Порівняйте термічну стійкість нітратів і нітритів. Що відбувається при нагріванні таких солей: NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_2 , AgNO_3 ? Запишіть рівняння відповідних реакцій.
14. Як отримати NH_4NO_3 , використовуючи як вихідні речовини атмосферний азот і воду? Запишіть рівняння реакцій.
15. Яку біологічну функцію виконує Нітроген? Чи завжди азот був основою складовою атмосферного повітря?
16. Які сполуки Нітрогену є токсичними для людини?
17. Що таке “смог” і як він утворюється?
18. Які сполуки Нітрогену можуть стати причиною утворення “кислотних дощів”?
19. Закінчіть рівняння реакцій між речовинами:



3.3 Експериментальна частина

Дослід 1. Добування азоту

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, NaNO_2 , розчин NH_4Cl (насич.), скіпка.

Внести в пробірку 0,1 г натрій нітриту і налити 0,5 мл насиченого розчину амоній хлориду. Обережно нагріти. Внести в пробірку тліючу скіпку. Що спостерігається?

Записати рівняння реакції добування азоту.

Дослід 2. Добування амоніаку, його властивості

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, пробка з відповідною трубкою, штатив з лапкою, спиртівка, фарфорова чашка, кристалізатор, скляна паличка, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl (конц.), червоний лакмусовий папірець.

В фарфорову чашку внести по 2-3 мікрошпателя амоній сульфату і кальцій гідроксиду та перемішати скляною паличкою. Перекласти суміш в суху пробірку, закріпити в штативі горизонтально з невеликим нахилом отвору пробірки донизу, закрити пробкою з газовідвідною трубкою. На слабкому вогні спиртівки нагрівати суміш 3-5 хвилин, збираючи амоніак в суху пробірку отвором донизу. Після чого закрити пробірку пальцем і, не перевертаючи, занурити в кристалізатор з дистильованою водою; відкрити її. Пробірку з отриманим розчином, не перевертаючи, знов закрити пальцем, вийняти з кристалізатора, відставити і *зберегти для наступного досліду*.

До отвору відвідної трубки піднести а) скляну паличку, яку попередньо змочити концентрованою хлоридною кислотою; б) вологий червоний лакмусовий папірець.

Пояснити явища, які спостерігаються і записати рівняння реакцій:

- а) добування амоніаку;
- б) взаємодії амоніаку з водою;
- в) дисоціації водного розчину амоніаку;
- г) взаємодії амоніаку з хлороводнем.

Дослід 3. Рівновага у водному розчині амоніаку

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, NH_4Cl , розчини амоніаку, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,2M), фенолфталеїн.

Отриманий в попередньому досліді розчин амоніаку розділити на дві частини. В одну пробірку додати краплину фенолфталеїну, потім 2-3 мікрошпателя амоній хлориду. Як змінилась інтенсивність забарвлення розчину? Чому?

В другу пробірку додати 0,5-1 мл розчину алюміній сульфату.

Записати:

- а) схему рівноваги в водному розчині амоніаку;
- б) молекулярне та йонне рівняння реакції взаємодії алюміній сульфату з водним розчином амоніаку.

Вказати, в якому напрямку зміщується рівновага в водному розчині амоніаку при внесенні амоній хлориду? Алюміній сульфату?

Дослід 4. Каталітичне окиснення амоніаку

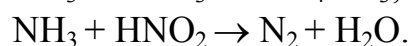
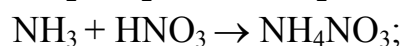
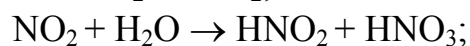
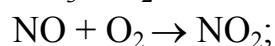
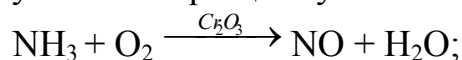
Обладнання і реактиви: плоскодонна колба об'ємом 2-3 л, пробка, залізна ложка з довгою ручкою, спиртівка, розчин амоніаку (конц.), Cr_2O_3 .

В плоскодонну колбу налити невелику кількість концентрованого розчину амоніаку, стряхнути колбу, змочити її стінки. Після цього розчин вилити в склянку, з якої він був узятий. Колбу закрити пробкою.

В залізній ложці з довгою загнутою ручкою сильно нагріти 2-3 мікрошпателя хром (III) оксиду. Вийняти ложку з полум'я, внести її в горло колби і, стряхуючи, висипати Cr_2O_3 (всі операції потрібно проводити шви-

дко). Спостерігати розжарювання Cr_2O_3 , яке відбувається внаслідок виділення теплоти під час каталітичного окиснення амоніаку на частинках Cr_2O_3 .

Записати спостереження і поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій, що відбуваються при цьому:



Дослід 5. Якісна реакція на NH_4^+ - іон

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркодержач, NH_4Cl (1М), NaOH (1М), червоний лакмусовий папірець.

В пробірку внести 0,5 мл розчину солі амонію і 0,5 мл розчину лугу. Нагріти пробірку і над її отвором потримати вологий червоний лакмусовий папірець. За запахом і зміною забарвлення індикатора переконатися, що виділяється амоніак і утворюються йони OH^- .

Записати спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 6. Відновлювальні властивості амоніаку

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркодержач, бромна вода, розчини KMnO_4 (0,5М), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,25М), розчин амоніаку (25%).

В три пробірки внести по 0,5 мл розчинів а) бромної води; б) калій перманганату; в) калій дихромату. В кожен пробірку налити по 0,5 мл розчину амоніаку. Розчини нагріти до зміни забарвлення.

Записати спостереження і рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що амоніак окиснюється до азоту, MnO_4^- відновлюється до MnO_2 , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr_2O_3 .

Дослід 7. Добування натрій нітриту

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркодержач, KNO_3 , KI (1М), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,25М), H_2SO_4 (0,5М), скіпка.

Внести в суху пробірку 2-3 мікрошпателю KNO_3 , нагріти її до припинення виділення газу. Виявити, який газ виділяється. Після охолодження пробірки розчинити твердий залишок у воді. Як довести, що в розчині міститься сіль нітритної кислоти?

Записати спостереження та рівняння реакцій:

а) термічного розкладу калій нітрату;

б) які доводять, що утворений продукт – сіль нітритної кислоти (див. дослід 8).

Дослід 8. Окиснювальні та відновлювальні властивості нітритів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, $K_2Cr_2O_7$ (0,25M), KI (1M), $NaNO_2$ (1M), H_2SO_4 (0,5M).

1) Налити в пробірку 0,5 мл розчину калій іодиду, підкислити сульфатною кислотою і додати розчин натрій нітриту.

2) Налити в пробірку 0,5 мл розчину дихромату, підкислити сульфатною кислотою і додати розчин натрій нітриту.

Пояснити зміну забарвлення розчинів, записати рівняння реакцій. Які властивості проявляє $NaNO_2$ в досліді 1) і 2)?

Дослід 9. Властивості нітратної кислоти

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, Zn, Sn, S, HNO_3 (конц. і 1M), $BaCl_2$ (0,5M), NaOH (1M), червоний лакмусовий папірець, скіпка.

1) Розклад нітратної кислоти при нагріванні.

Налити кілька краплин концентрованої нітратної кислоти і нагріти пробірку. Внести в пробірку тліючу скіпку. Що спостерігається? Записати рівняння окисно-відновної реакції і вказати її тип.

2) Дія на метали концентрованої нітратної кислоти.

В одну пробірку покласти шматок цинку, в іншу – олова і додати кілька краплин концентрованої нітратної кислоти. Який газ виділяється? Записати спостереження і рівняння реакцій, враховуючи, що в другій пробірці утворюється H_2SnO_3 .

3) Дія на метали розбавленої нітратної кислоти.

В одну пробірку покласти шматок міді, в іншу – цинку і додати по 0,5 мл розчину нітратної кислоти. Першу пробірку нагріти. Рідину в другій пробірці збовтувати протягом 1-2 хвилин, потім злити розчин з металу, який не прореагував, і довести наявність в розчині йону NH_4^+ . Записати рівняння реакцій.

4) Дія на неметали концентрованої нітратної кислоти.

В пробірку налити кілька краплин концентрованої нітратної кислоти, покласти шматок сірки і нагріти. Після охолодження рідину вилити в пробірку з водою і виявити в розчині сульфатну кислоту.

Записати рівняння реакцій.

Дослід 10. Окиснювальні властивості нітратів

Обладнання і реактиви: фарфорова чашка, електрична плитка, порошок Al (Mg), $NaNO_3$ (0,5M), NaOH (конц.), червоний лакмусовий папірець.

Внести в чашку по 5-10 краплин розчинів натрій нітрату і натрій гідроксиду і додати 2-3 мікрошпателя порошку Al (Mg). Обережно нагріти

(не кип'ятити!) розчин. В пари над чашкою внести вологий червоний лакмусовий папірець. За запахом і зміною забарвлення індикатора переконайтесь у виділенні амоніаку.

Записати спостереження і рівняння реакції окиснення Al (Mg) натрій нітритом у лужному середовищі.

3.4 Контрольні тестові завдання

- Яка електронна формула відповідає йону N^{3-} ?
 - $1s^2 2s^2 2p^3$;
 - $1s^2 2s^2 2p^1$;
 - $1s^2 2s^2$;
 - $1s^2 2s^2 2p^4$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6$.
- Яка електронна формула відповідає йону N^{4+} ?
 - $1s^2 2s^2 2p^6$;
 - $1s^2 2s^2 2p^5$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
 - $1s^2 2s^1$;
 - $1s^2 2s^2 2p^3$;
 - $1s^2 2s^2$.
- В якій сполуці ступінь окиснення Нітрогену – позитивне число?
 - Na_3N ;
 - NF_3 ;
 - NH_4Cl ;
 - N_2H_4 ;
 - NH_3 ;
 - NH_2OH .
- Яка речовина проявляє лише окиснювальні властивості?
 - NO_2 ;
 - N_2H_4 ;
 - N_2 ;
 - N_2O_5 ;
 - NH_3 ;
 - NH_2OH .
- В якій реакції N_2 проявляє відновлювальні властивості?
 - $N_2 + Li \rightarrow$
 - $N_2 + O_2 \xrightarrow{t}$
 - $N_2 + H_2 \xrightarrow{p, t, kat}$
 - $B + N_2 \xrightarrow{t}$
- В якій реакції N_2 проявляє окиснювальні властивості?
 - $N_2 + I_2 \rightarrow$
 - $N_2 + Cl_2 \rightarrow$
 - $N_2 + O_2 \xrightarrow{t}$
 - $N_2 + Al \xrightarrow{t}$
- Під час термічного розкладу якої солі утворюється азот?
 - $Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
 - $AgNO_3 \rightarrow$
 - $NH_4NO_2 \rightarrow$
 - $NH_4NO_3 \rightarrow$
 - $KNO_3 \rightarrow$
 - $Cu(NO_3)_2 \rightarrow$
- При взаємодії яких речовин утворюється N_2 ?
 - $Zn + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$
 - $NO + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$
 - $NH_3 + O_2 \xrightarrow{кат}$
 - $NH_3 + O_2 \rightarrow$
 - $NO + Cl_2 \rightarrow$
- Які властивості проявляє водний розчин амоніаку?
 - кислотні і окиснювальні;
 - основні і окиснювальні;
 - основні і відновлювальні;
 - кислотні і відновлювальні.

10. Якою реакцією можна отримати NH_3 ?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t}$ | 4) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$ |
| 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$ | 5) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t}$ |
| 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ | 6) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow$ |

11. Які речовини утворюються при взаємодії Mg_3N_2 з H_2O ?

- | | | |
|---|--|---|
| 1) $\text{NH}_3 + \text{MgO}$; | 3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; | 5) $\text{NH}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2$; |
| 2) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{Mg}$; | 4) $\text{MgO} + \text{NO} + \text{H}_2$; | 6) $\text{N}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2$. |

12. Які властивості проявляє водний розчин гідразину?

- 1) відновлювальні і кислотні;
- 2) відновлювальні і основні;
- 3) відновлювальні, окиснювальні і кислотні;
- 4) відновлювальні, окиснювальні і основні;

13. Які властивості проявляє водний розчин гідроксиламіну?

- 1) кислотні і відновлювальні;
- 2) основні, окиснювальні і відновлювальні;
- 3) основні, відновлювальні;
- 4) основні, окиснювальні.

14. Які оксиди несолетвірні?

- | | | |
|---|---|--|
| 1) NO і NO_2 ; | 2) NO і N_2O ; | 5) N_2O_3 і N_2O_5 ; |
| 2) N_2O і NO_2 ; | 4) NO_2 і N_2O_3 ; | 6) N_2O_5 і NO_2 . |

15. За якою реакцією можна отримати N_2O ?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$ | 4) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$ |
| 2) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$ | 5) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| 3) $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t}$ | 6) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$ |

16. В якій реакції NO проявляє окиснювальні властивості?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{NO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 3) $\text{NO} + \text{Zn} \rightarrow$ |
| 2) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$ | 4) $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ |

17. В якій з реакцій NO виступає відновником?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{NO} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 3) $\text{NO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \dots$ |
| 2) $\text{NO} + \text{CrCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \dots$ | 4) $\text{NO} + \text{Zn} \rightarrow$ |

18. Які властивості проявляє нітроген (II) оксид в реакції



- 1) окиснювальні;
- 2) відновлювальні;
- 3) ступінь окиснення елементів не змінюється;
- 4) реакція не відбувається.

19. При взаємодії яких речовин утворюється NO?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Ni} + \text{HNO}_3(\text{розб.}) \rightarrow$ | 4) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$ | 5) $\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow$ |
| 3) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 6) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ |

20. Продуктом якої реакції є NO?

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$ | 4) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$ | 5) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат}}$ |
| 3) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$ | 6) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$ |

21. В якій реакції HNO_2 проявляє окиснювальні властивості?

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 3) $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow$ |
| 2) $\text{HNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 4) $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ |

22. В якій реакції HNO_2 проявляє відновлювальні властивості?

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{HNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 3) $\text{HNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| 2) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | 4) $\text{HNO}_2 + \text{HI} \rightarrow$ |

23. Які властивості проявляє калій нітрит в реакції



- 1) окиснювальні;
- 2) відновлювальні;
- 3) окиснювальні і відновлювальні;
- 4) ступінь окиснення елементів не змінюється.

24. Які властивості проявляють нітрити?

- 1) окиснювальні;
- 2) відновлювальні;
- 3) окиснювальні і відновлювальні;
- 4) не проявляють окиснювальних і відновлювальних властивостей.

25. Які речовини утворюються при взаємодії HNO_2 і HI?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$ | 3) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$ |
| 2) $\text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O};$ | 4) $\text{NO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ |

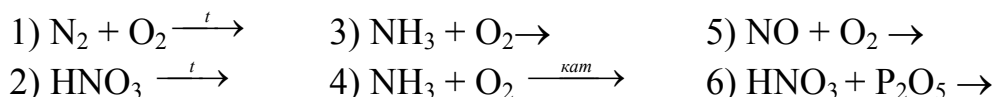
26. Які властивості проявляє NO_2 ?

- 1) окиснювальні і відновлювальні; основний оксид;
- 2) окиснювальні; кислотний оксид;
- 3) відновлювальні; кислотний оксид;
- 4) окиснювальні і відновлювальні; кислотний оксид;

27. Якою реакцією можна отримати NO_2 ?

- | | | |
|---|---|--|
| 1) $\text{KNO}_3 \xrightarrow{t}$ | 3) $\text{Au}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t}$ | 5) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{розб.}) \rightarrow$ |
| 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t}$ | 4) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$ | 6) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

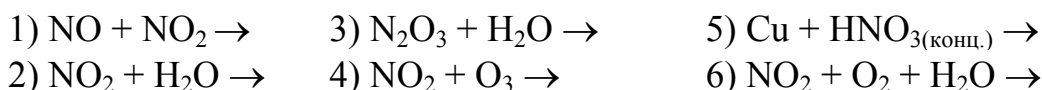
28. Якою реакцією можна отримати N_2O_5 ?



29. Які властивості проявляє N_2O_5 ?

- 1) відновник; основний оксид;
- 2) відновник; кислотний оксид;
- 3) окисник; амфотерний оксид;
- 4) окисник; кислотний оксид;

30. При взаємодії яких речовин утворюється N_2O_5 ?



31. Якою реакцією можна отримати HNO_3 ?



32. В якій реакції HNO_3 (конц.) проявляє окиснювальні властивості?



33. Яка реакція за участю розбавленої розчину нітратної кислоти є окисно-відновною?



34. Які речовини утворюються при взаємодії Zn з концентрованою нітратною кислотою?



35. Які речовини утворюються при взаємодії Cu з розбавленим розчином HNO_3 ?



36. Які речовини утворюються при взаємодії Cu з HNO_3 (конц.)?



37. Яка речовина переважно утворюється при взаємодії Mg з надлишком HNO_3 (розб.)?

- 1) NO_2 ; 2) NH_3 ; 3) N_2O ; 4) H_2 ; 5) NO ; 6) NH_4NO_3 .

38. Які речовини утворюються при взаємодії S з HNO_3 (конц.)?

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}$; | 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$; |
| 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | 5) $\text{H}_2\text{S} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$; |
| 3) $\text{SO}_2 + \text{NH}_3$; | 6) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. |

39. Під час термічного розкладу якої солі утворюється метал?

- | | | |
|---------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; | 3) AgNO_3 ; | 5) NaNO_3 ; |
| 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; | 4) NH_4NO_3 ; | 6) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. |

40. Під час термічного розкладу якої солі утворюється нітрит?

- | | | |
|---------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| 1) AgNO_3 ; | 3) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; | 5) NH_4NO_3 ; |
| 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; | 4) KNO_3 ; | 6) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. |

41. Під час термічного розкладу якої солі утворюється оксид металу?

- | | | |
|---------------------------------|---------------------------------|---------------------------------|
| 1) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; | 3) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; | 5) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; |
| 2) $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$; | 4) NaNO_3 ; | 6) NH_4NO_3 . |

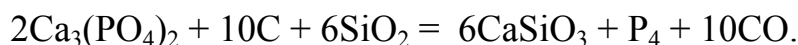
4 ФОСФОР

Мета роботи: Теоретично вивчити і експериментально дослідити властивості сполук Фосфору.

4.1 Фосфор та його сполуки. Фосфорні кислоти

Атом Фосфору має таку електронну структуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$. У збудженому стані один електрон з $3s$ - орбіталі може переходити на вакантну $3d$ - орбіталь. Тому атом Фосфору проявляє валентність 3 і 5, а ступінь окиснення його змінюється від мінус 3 до +5.

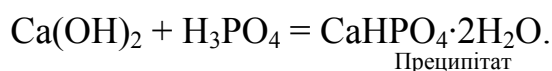
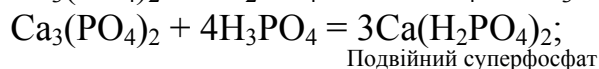
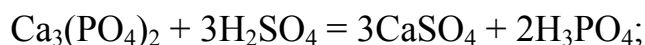
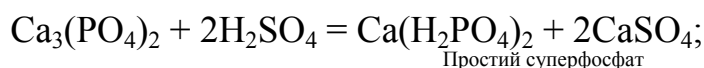
У земній корі основна кількість Фосфору перебуває у вигляді його п'ятивалентних сполук, у вільному стані він не трапляється. Сировиною для отримання *фосфору* є фосфорит, який прожарюють в електричних печах у суміші з кварцевим піском і коксом при 800°C :



Пару фосфору конденсують під водою у вигляді білого фосфору. Молекула фосфору має склад P_4 , а при високих температурах – P_2 . При охолодженні пари отримують білий фосфор – активний, отруйний, самозгорається на повітрі, добре розчинний в органічних розчинниках. При тривалому нагріванні білого фосфору утворюється червоний фосфор, менш активний, ніж білий. Існує не менше шести різних видів червоного фосфору. Чорний фосфор подібний до графіту, має шарувату будову, є малоактивним, електропровідним.

Фосфор відіграє велику роль в житті клітин і організмів. Рослини споживають Фосфор з ґрунту у вигляді фосфатів. В клітинах рослин і тварин Фосфор входить до складу різних органічних сполук. Після відмирання організмів Фосфор повертається в ґрунт, але цього недостатньо для забезпечення рослин. Тому сільське господарство потребує постачання його у вигляді фосфорних добрив.

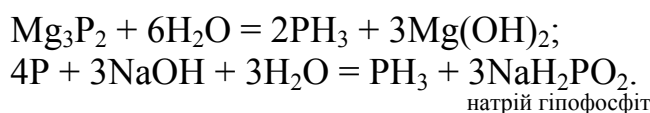
Суперфосфати (простий і подвійний) отримують шляхом обробки фосфоритів сульфатною кислотою:



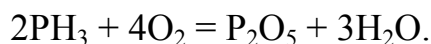
Фосфорно–азотним добривом є амофос, який в основному містить солі $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

Фосфор утворює декілька водневих сполук. Одна з них – *фосфін* PH_3 є аналогом амоніаку. Безпосередньо взаємодія між фосфором і воднем

відбувається повільно, тому фосфін добувають гідролізом фосфідів активних металів, або взаємодією білого фосфору з лугами:

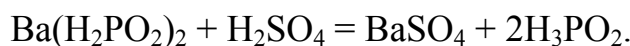


PH_3 – безбарвний газ, дуже отруйний, самозаймається на повітрі:



Крім газоподібного за звичайних умов фосфіну відомий дифосфан P_2H_4 – жовта рідина з температурою кипіння 63°C , яка за складом подібна до гідразину N_2H_4 , і тверда жовта речовина $(\text{PH})_x$, яка має ланцюгову будову – $\text{PH} - \text{PH} - \text{PH} - \dots$. Водневі сполуки фосфору та їх похідні є сильними відновниками.

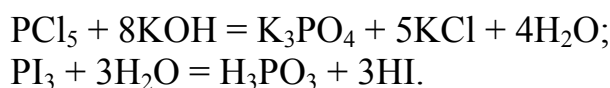
Дією сульфатної кислоти на барій гіпофосфіт отримують фосфорнуватисту кислоту:



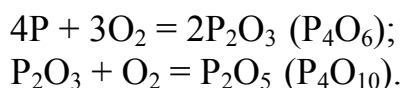
Фосфорнуватиста кислота не має ангідриду, термічно не стійка, досить сильна, одноосновна, дисоціює за схемою:



Фосфор утворює *галогеніди* при безпосередній взаємодії з галогенами. За хімічними властивостями галогеніди фосфору є галогенангідрідами, вони взаємодіють з водою, утворюючи дві кислоти, а з лугом—дві солі:



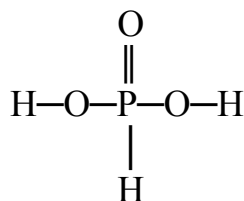
При повільному окисненні фосфору за низьких температур утворюється *фосфор (III) оксид*, який здатний до самоокиснення на повітрі при $50\text{—}60^\circ\text{C}$.



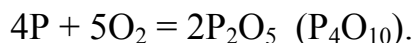
З холодною водою P_2O_3 повільно реагує з утворенням *фосфористі кислоти*:



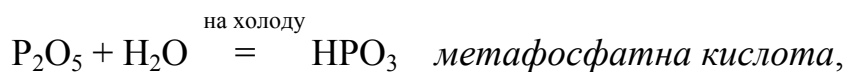
H_3PO_3 – двоосновна кислота:



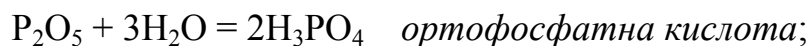
Основним продуктом спалювання фосфору є *фосфор(V) оксид*:



P_2O_5 – добре поглинає воду, є ефективним осушувачем:



а при нагріванні протікають реакції:



H_3PO_4 – в чистому вигляді – кристалічна речовина з $t_{\text{пл}} = 42^\circ\text{C}$.

З водою H_3PO_4 змішується в будь-яких співвідношеннях. Ортофосфатна кислота – найбільш стійка форма фосфору у вищому ступені окиснення. H_3PO_4 як триосновна кислота дисоціює ступінчато, причому за першим ступенем дисоціації H_3PO_4 – кислота середньої сили, а за другим і третім – слабка кислота. Ортофосфатна кислота утворює три ряди солей: *дигідрогенфосфати*, *гідрогенфосфати* і *фосфати* (NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , Na_3PO_4).

Фосфор називають “елементом життя і думки” оскільки він міститься в усіх частинах рослин, в організмах тварин він накопичується у скелеті, м’язах і нервовій тканині. У тих самих органах організм людини містить близько 1,5 кг фосфору. Найважливіші фізіологічні процеси пов’язані з перетворенням фосфорорганічних сполук.

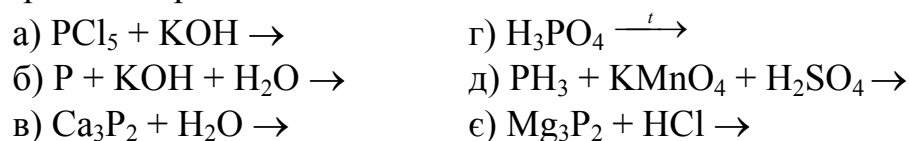
Однак білий фосфор та його пара дуже токсичні: смертельна доза для людини становить 0,1 – 0,15 г. Максимально допустимий вміст фосфору в повітрі виробничих приміщень дорівнює 0,0001 мг/л. При згоранні фосфор спричинює болючі опіки, які важко загоюються і можуть викликати загальне отруєння організму. Перша допомога при отруєнні фосфором – вживання однієї склянки 0,2 % - ного розчину купрум (II) сульфату.

Фосфін дуже отруйний. При отруєнні ним, насамперед, уражується нервова система. У такому випадку потерпілого слід забезпечити свіжим повітрям, спокоєм і теплом, зробити інгаляцію 2 % - ним розчином питної соди або 10 % - ним розчином ментолу. Фосфіди металів, фосфориста кислота та її солі також належать до токсичних речовин.

4.2 Завдання для самостійної роботи

1. Як добувають фосфор в промисловості? Запишіть рівняння реакції.
2. Як довести, що червоний і білий фосфор є алотропними модифікаціями одного і того ж елемента?
3. При 800°C густина пари фосфору за повітрям складає 4,27, а при 1500°C вона зменшується вдвічі. Скільки атомів містить молекула фосфору за даних температур?

4. Які сполуки утворює Фосфор з Гідрогеном? Вкажіть способи їх отримання. Порівняйте їх властивості з властивостями аналогічних сполук Нітрогену.
5. В яких галузях народного господарства використовують фосфор та його сполуки?
6. Доведіть, що сполуки Фосфору з галогенами за хімічними властивостями є галогенангідритами.
7. Яка з кислот Фосфору є одноосновною і досить сильною кислотою?
8. Якими реакціями можна добути ортофосфатну кислоту?
9. Які сполуки називають фосфідами? Складіть рівняння реакції взаємодії магній фосфіду з водою.
10. Чому в окисно-відновних реакціях фосфін проявляє тільки властивості відновника?
11. Чому фенолфталеїн змінює забарвлення в розчині Na_3PO_4 ? Відповідь підтвердіть рівнянням гідролізу в молекулярній та йонній формі.
12. Якою структурною формулою можна передати будову молекули фосфористої кислоти (H_3PO_3)?
13. Яку біологічну функцію виконує Фосфор в живих організмах?
14. Які сполуки Фосфору є токсичними речовинами?
15. Закінчіть рівняння реакцій за такими схемами:



4.3 Експериментальна частина

Дослід 1. Добування фосфіну

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: фарфорова чашка, пінцет, Ca_3P_2 , HCl (4М).

В фарфорову чашку помістити 10-15 крапель розчину хлоридної кислоти і пінцетом внести 2-3 шматочки кальцій фосфіду. Спостерігати виділення газу та його samozapalювання.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) добування фосфіну;
- б) його горіння.

Дослід 2. Реакції на йони фосфорних кислот

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркодержач, розчини Na_2HPO_4 (0,5М), Na_3PO_4 (0,3М), NaPO_3 (1М), $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (0,25М), $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ (2%), HNO_3 (1М), AgNO_3 (0,1М), CH_3COOH (1М), розчин білка.

1) В пробірку з розчином натрій гідрогенфосфату додати розчин аргентум нітрату. Звернути увагу на колір осаду аргентум ортофосфату. Дослідити відношення осаду до розчину нітратної кислоти.

Записати спостереження і рівняння реакцій.

2) В пробірку внести розчин амоній молібдату, підкислити нітратною кислотою і додати розчин натрій ортофосфату. Суміш нагріти. Відзначити колір осаду.

Рівняння даної реакції (поставити коефіцієнти):



3) В окремі пробірки налити розчини натрій метафосфату та натрій дифосфату і додати розчин аргентум нітрату. Звернути увагу на колір осадів. Дослідити відношення осадів до нітратної кислоти.

Записати спостереження і рівняння реакцій.

4) Налити в дві пробірки водний розчин білка. Прилити в одну пробірку розчин натрій метафосфату, в іншу – натрій дифосфату, потім в обидві пробірки додати розчин оцтової кислоти.

Записати спостереження.

На підставі дослідів 1), 2), 3), 4) зробити висновок, як можна виявити йони PO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$, PO_4^{3-} в розчині?

Дослід 3. Добування ортофосфатної кислоти

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, фарфорова чашка, спиртівка, пробіркотримач, червоний фосфор, нітратна кислота (1М, конц.), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, H_2SO_4 (60%), $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ (2%), AgNO_3 (0,1М).

1) Внести в пробірку 1 мікрошпатель червоного фосфору і додати 3-5 крапель концентрованої нітратної кислоти. Пробірку нахилити і обережно нагріти до початку виділення газу. Після чого нагрівання припинити. Після охолодження рідини довести, що отримано ортофосфатну кислоту.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) добування ортофосфатної кислоти, враховуючи, що при цьому утворюється нітроген (II) оксид;

б) ступінчатої дисоціації ортофосфатної кислоти;

в) виявлення йону PO_4^{3-} .

2) В фарфорову чашку внести 0,5 г кальцій фосфату і 3-4 мл сульфатної кислоти. Суміш прокип'ятити 5 хвилин, дати відстоятись осаду, розчин з осаду злити. Довести, що отримано ортофосфатну кислоту.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії кальцій фосфату з сульфатною кислотою;

б) виявлення йону PO_4^{3-} .

Дослід 4. Добування фосфорного ангідриду і метафосфатної кислоти

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: фарфорова чашка, штатив з пробірками, воронка, скляна паличка, спиртівка, штатив з кільцем, стакан, червоний фосфор, водний розчин амоніаку (2М), AgNO_3 (0,1М), універсальний індикаторний папір.

В фарфорову чашку внести 0,4-0,5 г червоного фосфору. Над чашкою на невеликій відстані (0,5 см) закріпити воронку основою конусу донизу. Запалити фосфор скляною паличкою, попередньо нагрітою на полум'ї спиртівки. Коли весь фосфор згорить, покласти воронку в кільце штатива. Звернути увагу на забарвлення утвореної сполуки.

Фосфор (V) оксид змити із стінок воронки дистильованою водою (5-10 мл) в стакан, підставлений під воронку, 1-2 мл цього розчину перенести в пробірку, нейтралізувати водним розчином амоніаку до слабкокислої реакції (рН = 6 за універсальним індикатором) і довести, що отримано метафосфатну кислоту.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

- а) горіння фосфору;
- б) взаємодії фосфор (V) оксиду з водою;
- в) виявлення йону PO_3^- . Пояснити, чому потрібно попередньо нейтралізувати розчин кислоти.

Дослід 5. Відновлювальні властивості гіпофосфіту

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини NaH_2PO_2 (0,1М), AgNO_3 (0,1М), KMnO_4 (0,5М), H_2SO_4 (0,5М).

1) В пробірку налити 1 мл розчину натрій гіпофосфіту, додати 2-3 краплини розчину аргентум нітрату і суміш нагріти. Спостерігати утворення металевого срібла.

2) В пробірку налити 1 мл розчину калій перманганату, кілька краплин розчину сульфатної кислоти і 1 мл розчину натрій гіпофосфіту.

Записати спостереження і рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що у першому випадку Фосфор окиснюється до +3, а в другому – до +5.

Дослід 6. Гідроліз розчинних фосфатів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчини Na_3PO_4 (0,3М), Na_2HPO_4 (0,5М), NaH_2PO_4 (1М), універсальний індикаторний папір.

Дослідити реакцію середовища в розчинах натрієвих солей ортофосфатної кислоти. Записати спостереження і рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формах.

4.4 Контрольні тестові завдання

1. Яка електронна формула відповідає стану P^{+1} ?
 - 1) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - 2) $\dots 3s^2 3p^2$;
 - 3) $\dots 3s^2 3p^4$;
 - 4) $\dots 3s^2$.
2. Яка електронна формула відповідає йону P^{3-} ?
 - 1) $\dots 3s^2 3p^5$;
 - 2) $\dots 3s^2$;
 - 3) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - 4) $\dots 3s^2 3p^6$.
3. Яка електронна формула відповідає атому Фосфору в збудженому стані?
 - 1) $\dots 3s^1 3p^3 3d^1$;
 - 2) $\dots 3s^2 3p^3 3d^1$;
 - 3) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - 4) $\dots 3s^2 3p^3 3d^2$.
4. Який ступінь окиснення має Фосфор у найбільш стійких сполуках?
 - 1) -3 ;
 - 2) $+3$;
 - 3) $+1$;
 - 4) $+4$;
 - 5) $+5$.
5. В якій сполуці Фосфор має проміжний ступінь окиснення?
 - 1) $H_4P_2O_7$;
 - 2) PH_3 ;
 - 3) NaH_2PO_2 ;
 - 4) NaH_2PO_4 .
6. В якій із сполук Фосфор має найменший ступінь окиснення?
 - 1) NaH_2PO_2 ;
 - 2) $Mg_2P_2O_7$;
 - 3) $[PH_4]Cl$;
 - 4) Na_2HPO_4 .
7. В якій реакції фосфор є відновником?
 - 1) $P + O_2 \rightarrow$
 - 2) $P + Cu \rightarrow$
 - 3) $P + Mg \rightarrow$
 - 4) $P + Zn \rightarrow$
8. В якій реакції фосфор проявляє окиснювальні властивості?
 - 1) $P + F_2 \rightarrow$
 - 2) $P + Cl_2 \rightarrow$
 - 3) $P + Mg \rightarrow$
 - 4) $P + I_2 \rightarrow$
9. Яка сполука Фосфору є природною?
 - 1) Фосфор червоний;
 - 2) $Ca_3(PO_4)_2$;
 - 3) Mg_3P_2 ;
 - 4) P_2O_5 .
10. Яка з речовин розчиняє білий фосфор або реагує з ним?
 - 1) H_2O (гаряч.);
 - 2) H_2SO_4 (розб.);
 - 3) C_6H_6 ;
 - 4) H_2O (холодн.).
11. Які продукти утворюються при взаємодії білого фосфору з розчином натрій гідроксиду?
 - 1) $Na_3PO_4 + H_3PO_3$;
 - 2) $NaH_2PO_2 + PH_3$;
 - 3) $NaH_2PO_2 + P_2O_5$;
 - 4) $Na_3P + PH_3$.

12. Виберіть правильне твердження:

- 1) сполуки Фосфору з Гідрогеном є сильними окисниками;
- 2) Фосфор в природі зустрічається у вільному стані;
- 3) найбільш стійкими є сполуки Фосфору із ступенем окиснення +5;
- 4) з усіх алотропних видозмін Фосфору найактивнішою є червона.

13. Які властивості проявляє PH_3 в окисно-відновних реакціях?

- 1) окиснювальні;
- 2) відновлювальні;
- 3) окиснювальні та відновлювальні;
- 4) не бере участь в окисно-відновних реакціях.

14. Як можна отримати фосфін?

- | | |
|---|--|
| 1) $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 3) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 4) $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

15. Які продукти утворюються при взаємодії магній фосфіду з водою?

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$; | 3) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{PH}_3$; |
| 2) $\text{Mg} + \text{PH}_3$; | 4) $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. |

16. Які властивості проявляє фосфор (III) оксид?

- | | |
|------------------|--------------|
| 1) амфотерні; | 3) основні; |
| 2) несолетворні; | 4) кислотні. |

17. Як можна отримати фосфор (III) оксид?

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 3) $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow$ |
| 2) $\text{PI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 4) $\text{P} + \text{O}_2$ (надлишок) \rightarrow |

18. Які продукти утворюються при взаємодії фосфор (III) іодиду з водою?

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HI}$; | 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$; |
| 2) $\text{HPO}_3 + \text{HI}$; | 4) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HIO}_3$. |

19. Якого типу реакція протікає між фосфористою кислотою і аргентум нітратом?

- | | |
|---------------------|-------------------------|
| 1) окисно-відновна; | 3) обміну; |
| 2) заміщення; | 4) реакція не протікає. |

20. Яка з перелічених властивостей не характерна для H_3PO_3 ?

- 1) сильний окисник; окиснює більшість металів та неметалів;
- 2) електроліт середньої сили;
- 3) ступінчато дисоціює в водному розчині;
- 4) сильний відновник.

21. Які продукти утворюються при нагріванні фосфористої кислоти?

- | | |
|--|---|
| 1) $\text{P}_2\text{O}_4 + \text{HPO}_3$; | 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$; |
| 2) HPO_3 ; | 4) $\text{HPO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$. |

22. Продуктом якої реакції є фосфориста кислота?

- | | |
|--------------------------------|--------------------------------|
| 1) $P + H_2O \rightarrow$ | 3) $PCl_5 + H_2O \rightarrow$ |
| 2) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ | 4) $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$ |

23. Як можна отримати фосфор (V) оксид?

- | | |
|---------------------------------|-----------------------------------|
| 1) $P + KOH + H_2O \rightarrow$ | 3) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow$ |
| 2) $PH_3 + O_2 \rightarrow$ | 4) $PBr_5 + H_2O \rightarrow$ |

24. Яка кислота утворюється при розчиненні фосфор (V) оксиду у воді при нагріванні?

- | | |
|----------------|------------------|
| 1) H_3PO_4 ; | 3) H_3PO_3 ; |
| 2) HPO_3 ; | 4) $H_4P_2O_7$. |

25. Які продукти утворюються при взаємодії фосфор (V) хлориду з водою?

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 1) $HCl + H_3PO_3$; | 3) $HClO_4 + HPO_3$; |
| 2) $HCl + H_3PO_4$; | 4) $PH_4Cl + O_2$. |

26. Як можна отримати ортофосфатну кислоту?

- | | |
|--|------------------------------|
| 1) $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$ | 3) $PI_3 + H_2O \rightarrow$ |
| 2) $P_2O_5 + H_2O$ (холодн.) \rightarrow | 4) $P + HNO_3 \rightarrow$ |

27. Як у промисловості отримують ортофосфатну кислоту?

- 1) $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$;
- 2) $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$;
- 3) $3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$;
- 4) $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$.

28. Яка з перелічених властивостей характерна для ортофосфатної кислоти?

- 1) сильна кислота;
- 2) є електролітом середньої сили у водному розчині;
- 3) сильний окисник, окиснює майже всі метали і неметали;
- 4) утворює один ряд солей – середніх.

29. Як можна отримати метафосфатну кислоту?

- | | |
|--|---------------------------------|
| 1) $P_2O_5 + H_2O$ (гаряч.) \rightarrow | 3) $Ca_3P_2 + H_2O \rightarrow$ |
| 2) $P_2O_5 + H_2O$ (холодн.) \rightarrow | 4) $PI_3 + H_2O \rightarrow$ |

30. Виберіть неправильне твердження:

- 1) ортофосфатна кислота – кислота середньої сили;
- 2) кислі солі – дигідрогенфосфати – добре розчинні у воді;
- 3) середні та кислі фосфати кальцію використовуються як добриво;
- 4) фосфін можна добути розчиненням білого фосфору у воді.

31. Продуктом якої реакції є натрій дигідрогенфосфат?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 4) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{надлишок})} \rightarrow$ |
| 2) $\text{P} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 5) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4_{(\text{надлишок})} \rightarrow$ |

32. Як можна отримати натрій ортофосфат?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{PI}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 3) $\text{PCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
| 2) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ | 4) $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$ |

33. Продуктом якої реакції є натрій гідрогенфосфат?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH}_{(\text{надлишок})} \rightarrow$ |
| 2) $\text{PCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$ | 4) $\text{P} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

34. Яка з перелічених властивостей не характерна для ортофосфатів лужних металів?

- 1) добре розчинні у воді;
- 2) водний розчин має лужну реакцію;
- 3) є сильними окисниками;
- 4) термічно стійкі.

35. Якою реакцією можна довести, що в розчині присутній ортофосфат-іон?

- 1) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$;
- 2) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow 3\text{NaNO}_3 + \text{Ag}_3\text{PO}_4$;
- 3) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{HCl} \rightarrow 3\text{NaCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$;
- 4) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{NaNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$.

36. Додавання якої речовини до води призведе до зростання її рН?

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------------|
| 1) KNO_3 ; | 3) K_3P ; |
| 2) P_2O_5 ; | 4) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. |

37. Яку сіль потрібно розчинити у воді, щоб лакмус у такому розчині мав синє забарвлення?

- | | |
|-----------------------------------|----------------------|
| 1) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; | 3) ZnSO_4 ; |
| 2) K_2HPO_4 ; | 4) KCl . |

38. У розчині натрій ортофосфату $\text{pH} > 7$. Яка реакція це підтверджує?

- 1) $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaOH}$;
- 2) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$;
- 3) $2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{NaOH}$;
- 4) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaCl}$.

39. Які з фосфатів легко розчинні у воді?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ і Ag_3PO_4 ; | 3) K_2HPO_4 і $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; |
| 2) CaHPO_4 і Ag_3PO_4 ; | 4) Na_2HPO_4 і $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. |

40. Які речовини здатні взаємодіяти між собою у розчині?

- 1) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$ 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
2) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaNH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$ 4) $\text{CaCl}_2 + \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$

41. Які йони не можуть одночасно знаходитись в розчині?

- 1) Ca^{2+} і H_2PO_4^- ; 3) Ag^+ і H_2PO_4^- ;
2) Ag^+ і PO_4^{3-} ; 4) K^+ і PO_4^{3-} .

42. Як можна отримати дифосфатну кислоту?

- 1) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{t}$
2) $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 4) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

43. Яка кислота викликає коагуляцію білка з розчину?

- 1) $(\text{HPO}_3)_n$; 2) H_3PO_3 ; 3) H_3PO_2 ; 4) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

44. Виберіть неправильне твердження:

- 1) ортофосфатна кислота при нагріванні поступово відщеплює воду;
- 2) фосфор (V) оксид використовують як осушувач газів, розчинників і твердих речовин;
- 3) фосфорноватиста кислота – одноосновна сильна кислота;
- 4) на відміну від амоніаку, фосфін не утворює солей з сильними кислотами.

5 КАРБОН ТА СИЛІЦІЙ

Мета роботи: теоретично вивчити та експериментально дослідити властивості сполук Карбону і Силіцію.

5.1 Властивості сполук Карбону та Силіцію

Карбон та Силіцій – елементи головної підгрупи четвертої групи періодичної системи Д.І.Менделєєва. На останньому енергетичному рівні атоми цих елементів мають чотири електрони ($ns^2 np^2$), тому виявляють ступені окиснення від мінус 4 до + 4.

Карбон належить до поширених елементів, його вміст у земній корі складає 0,1 %. У природі він трапляється як у вільному стані, так і у вигляді різних сполук. Серед природних органічних сполук Карбону найважливішими є нафта та горючі гази (метан та інші). Він також входить до складу всіх рослинних і тваринних організмів. Велике значення для кругообігу Карбону в природі має карбон (IV) оксид, вміст якого в атмосфері становить 0,03 %.

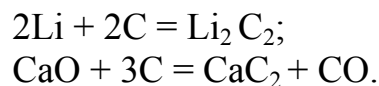
У вільному стані вуглець може існувати у формі трьох алотропних видозмін: *алмазу, графіту та карбіну*. В алмазі атоми Карбону мають sp^3 – гібридизацію. Тому кожний з них утворює рівноцінні зв'язки з чотирма сусідніми атомами, які містяться у вершинах тетраедра. Рівноцінність зв'язків і валентних кутів в алмазі зумовлює його високу твердість.

Графіт має шарувату структуру, тому досить м'який і легко розшаровується. Під тиском 10^4 МПа при температурі 1800 – 2000 °С графіт перетворюється на алмаз. Штучний, або чорний, графіт (аморфний вуглець), різновидами якого є кокс і сажа, добувають термічним розкладанням органічних сполук.

Карбін – лінійна полімерна видозміна вуглецю, чорний, дрібнокристалічний порошок, який має напівпровідникові властивості.

У хімічні перетворення найлегше вступає чорний графіт.

При нагріванні металів або їх оксидів з вуглецем утворюються карбіди:



Карбіди широко застосовуються на практиці: CaC_2 – для добування ацетилену, карбіди бору та силіцію – як абразивні матеріали.

З Нітрогеном Карбон утворює дуже отруйну газоподібну сполуку диціан C_2N_2 , який добувають дією ціанідів лужних металів на сполуки кумпруму (II) або гідраргірису (II):



C_2N_2 реагує з лугами:

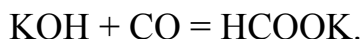


З воднем диціан утворює водневу сполуку – *ціановодень* HCN, водні розчини якого називають *ціановодневою* або *синильною* кислотою. Синильна кислота, яка є дуже отруйною, має запах гіркої мигдалю. Вдихання невеликої кількості її приводить до втрати свідомості та смерті. Першочергові заходи при отруєнні – чисте повітря, вдихання кисню, штучне дихання та термінова консультація лікаря. Ціанід-іони мають високу здатність утворювати внутрішню сферу комплексів, а тому широко використовуються на практиці. Ціаніди металів приєднують кисень, сірку або селен, утворюючи при цьому ціанати, тіоціанати (роданіди) та селеноціанати металів:



З киснем вуглець утворює стійкі сполуки – *карбон (II) оксид* CO та *карбон (IV) оксид* CO₂.

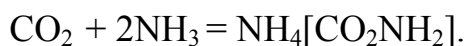
CO – безбарвний, отруйний газ, не взаємодіє з водою і лугами, тобто є несолетворним оксидом. При нагріванні і підвищенні тиску CO реагує з лугами, утворюючи солі мурашиної кислоти:



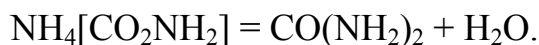
З більшістю металів CO утворює комплексні сполуки, які називають *карбонілами*: [Mn(CO)₅]₂, Cr(CO)₆, Fe(CO)₅, [Co(CO)₄]₂, Ni(CO)₄ тощо. У цих сполуках метал має нульовий ступінь окиснення. Деякі карбоніли застосовують як каталізатори у синтезах (полімеризація ацетилену), антидетонатори бензину (карбоніли феруму, кобальту, ніколу).

CO₂ – безбарвний, важчий за повітря газ, який не підтримує горіння. Тому його використовують для гасіння пожеж (вуглекислотні вогнегасники). При тиску 5720 кПа і температурі 20°C карбон (IV) оксид зріджується у безбарвну рідину (d = 0,766 г/см³). При швидкому виливанні внаслідок випаровування рідкий CO₂ порівняно легко переходить у кристалічну масу (“сухий лід”), яка сублімується при мінус 78,5°C. Використовуючи “сухий лід”, зберігають продукти, морозиво тощо.

Карбон (IV) оксид взаємодіє з амоніаком при тиску 10,1 МПа і температурі 130°C з утворенням карбамату амонію:



Останній при нагріванні перетворюється в карбамід (сечовину):



Карбон (IV) оксиду відповідає *карбонатна кислота* H₂CO₃. Як двоосновна кислота вона утворює кислі і середні солі. Солі карбонатної кислоти термічно нестійкі: карбонати лужно-земельних металів розкладаються при 800 – 1000°C; термічна стійкість карбонатів малоактивних металів (мідь, срібло та інші) дуже низька.

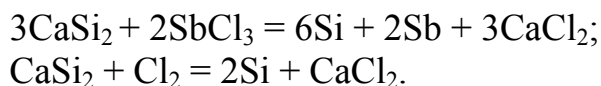
Карбон – важливий елемент живої природи – входить до складу білків, вуглеводів, ферментів, гормонів, вітамінів. Проте, карбон утворює ці-

лий ряд токсичних сполук:

- карбон (II) оксид CO, потрапляючи в кров, сполучається з гемоглобіном, який після цього втрачає здатність переносити кисень до тканин організму;
- фосген COCl₂ – дуже отруйний газ, використовувався ще у першій світовій війні як хімічна зброя;
- синильна кислота та її солі дуже отруйні.

При отруєнні токсичними сполуками Карбону перш за все необхідне чисте повітря, спокій, в разі необхідності – штучне дихання.

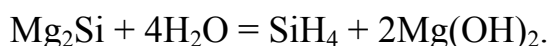
Силіцій за поширенням у земній корі (масова частка 28%) займає друге місце після Оксигену. Він є активним елементом, тому у природі трапляється лише у вигляді сполук. Силіцій є аналогом Карбону, проте як елемент третього періоду він може мати максимальну валентність, яка дорівнює шести. Силіцій високої чистоти використовують у напівпровідниковій техніці. Силіцій високої реакційної здатності добувають за реакціями:



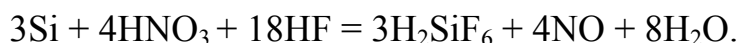
Добутий силіцій енергійно реагує з водою:



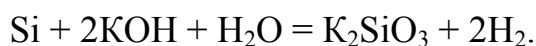
За звичайних умов силіцій – інертна речовина, яка з простими речовинами (крім фтору) реагує лише при нагріванні з утворенням SiCl₄, SiO₂, SiC. Карбід силіцію SiC (карборунд) за твердістю наближається до алмазу; його використовують як абразивний та вогнестійкий матеріал. З деякими металами силіцій утворює термічно стійкі сполуки – *силіциди*, які, подібно до нітридів та фосфідів, розкладаються водою, кислотами та розчинами лугів:



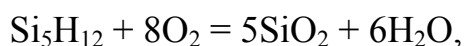
З кислотами силіцій не реагує, проте розчиняється у суміші HF і HNO₃:



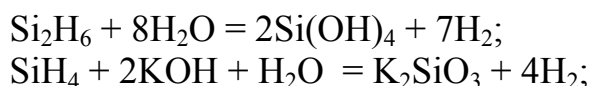
Луги енергійно взаємодіють із силіцієм:

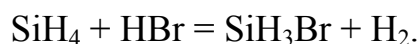


Сполуки силіцію з воднем – *силани* – мають загальну формулу Si_nH_{2n+2} (де n = 1 – 6). Вони нагадують гомологічний ряд вуглеводнів, проте наявність у атома Силіцію силанів вільних 3d-орбіталей зумовлює їх високу реакційну здатність. На повітрі, на відміну від вуглеводнів, силани самозаймаються:



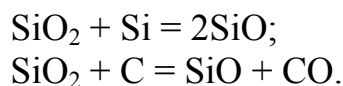
а також взаємодіють з водою, лугами, галогеноводнями:



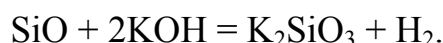


Як сильні відновники силани реагують з галогенами з вибухом, утворюючи продукти неповного або повного заміщення атомів Гідрогену силанів на атоми галогенів.

Силіцій з Оксигеном утворює *силіцій (II) оксид* SiO і *силіцій (IV) оксид* SiO₂. Перший з них у природі не трапляється, його можна добути при нагріванні:



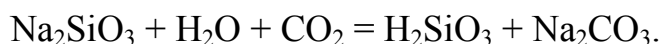
SiO – нестійка сполука, яка розкладається на Si і SiO₂. З розчинами лугів SiO взаємодіє із виділенням водню:



SiO₂ – кислотний оксид. Хімічна стійкість цієї сполуки зумовлена полімерною структурою SiO₂, в якій кожен атом Силіцію зв'язаний із чотирма атомами Оксигену, тобто атом Силіцію в SiO₂ є координаційно насиченим, тому з водою SiO₂ не реагує.

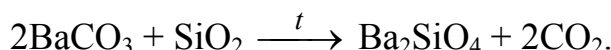
Силікатні кислоти добувають з їх солей. Загальна формула силікатних кислот nSiO₂·mH₂O, де n і m залежно від умов осадження можуть набувати різних значень. Якщо n = m = 1, кислоті відповідає формула H₂SiO₃.

Метасилікатна кислота H₂SiO₃ – дуже слабка кислота; вона слабкіша за карбонатну кислоту:

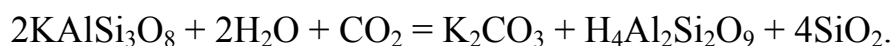


H₂SiO₃ погано розчиняється у воді, проте легко утворює колоїдні розчини (золі). Нагріванням і прожарюванням осадів силікатних кислот добувають дрібнодисперсний пористий SiO₂ – силікагель, який використовується як адсорбент. Солі метасилікатної кислоти H₂SiO₃ отримують при сплавленні SiO₂ з основними оксидами, гідроксидами або карбонатами відповідних металів. Розчинними у воді є тільки метасилікати натрію та калію, розчини яких внаслідок гідролізу мають сильнолужну реакцію. Такі розчини називають “рідким склом”. Розчин Na₂SiO₃ використовують як клей (силікатний клей), для надання тканинам і дерев'яним виробам вогнетривкості.

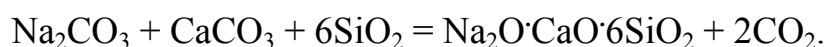
Ортосилікатна кислота H₄SiO₄ дуже слабка кислота. Її солі добувають аналогічно солям метасилікатної кислоти, наприклад:



Природні силікати можна розглядати як солі ізополісилікатних кислот, наприклад: ортоклаз KAlSi₃O₈ – природний алюмосилікат. Під дією вологи та вуглекислого газу повітря останній розкладається з утворенням каоліну та кварцу :



До штучних силікатів належать різні сорти скла. Скло – це аморфний твердий розчин, до складу якого крім SiO_2 входять оксиди натрію, калію, кальцію, магнію, алюмінію та інші. Процес утворення звичайного віконного скла ($t \approx 1500^\circ \text{C}$):

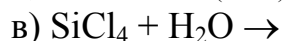
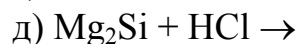
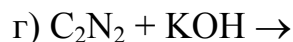


Силіцій як структурний матеріал входить до складу рослинних і тваринних організмів, бере активну участь в обміні речовин. Проте великий вміст SiO_2 в легенях спричинює захворювання – силікоз. До отруйних сполук Силіцію належать силіцій тетрафторид та гексафторсилікатна кислота $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, які діють на організм подібно до фтороводневої кислоти: уражують органи дихання, викликають на шкірі опіки. Заходами першої допомоги при отруєнні цими речовинами є свіже повітря, спокій, тепло, вживання міцного чаю або кави, одної пігулки аерону.

5.2 Завдання для самостійної роботи

1. Чому алотропні модифікації Карбону мають різні властивості?
2. Поясніть явище адсорбції і вкажіть причини, що сприяють цьому явищу.
3. Які фізичні і хімічні властивості має CO_2 ? Вкажіть області його практичного застосування.
4. Яким хімічним шляхом можна очистити CO_2 від домішок SO_2 ?
5. Чи можна отримати нейтральний розчин, якщо до розчину карбонатної кислоти додати еквівалентну кількість лугу? Відповідь поясніть.
6. Які фізичні і хімічні властивості має синильна кислота? Чому солі цієї кислоти необхідно зберігати в герметичному посуді? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
7. Які сполуки утворює Карбон з Нітрогеном?
8. Як в лабораторії можна добути карбон (II) оксид?
9. Що таке карбоніли? Яке практичне значення вони мають?
10. Яким чином у природі відбувається перетворення CaCO_3 у $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?
11. Як добувають силіцій в промисловості і в лабораторії? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
12. Які властивості має силіцій карбід? Як добувають його в промисловості?
13. Що таке силани? Як їх отримують? Які властивості вони мають? Відповідь підтвердіть рівняннями реакцій.
14. В яких кислотах розчиняється силіцій? Запишіть рівняння реакції.
15. Як отримати метасилікатну кислоту?
16. Які ви знаєте штучні і природні силікати?
17. Як можна отримати хімічним шляхом кальциновану і питну соду? Перерахуйте області застосування цих речовин.

18. Яку біологічну функцію виконують Карбон і Силіцій в живих організмах?
19. Які токсичні сполуки Карбону і Силіцію Вам відомі? Якими шляхами вони потрапляють в атмосферу і гідросферу?
20. Закінчіть рівняння реакцій між речовинами:



4.4 Експериментальна частина

Дослід 1. Адсорбційні властивості вугілля

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, воронка, пробка, активоване вугілля, розчини $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (10^{-3}M), KI (1M), фуксин (лакмус, метиленова синь) (1%), фільтрувальний папір.

1) Адсорбція барвників з розчину.

В пробірку на 1/3 її об'єму налити розчин фуксину (лакмусу, метиленової сині), додати 1-2 мікрошпателя активованого вугілля. Пробірку енергійно струшувати протягом 1-2 хвилин. Дати розчину відстоятися і звернути увагу на зміну його забарвлення.

2) Адсорбція йонів з розчину.

В пробірку налити 0,5 мл розчину плюмбум нітрату і додати кілька краплин розчину калій іодиду. Спостерігати утворення осаду. В другу пробірку налити 1-2 мл розчину тієї ж солі Плюмбуму і додати 1-2 мікрошпателя активованого вугілля. Пробірку закрити пробкою і збовтати. Розчин відфільтрувати і внести у фільтрат 1-2 краплини розчину калій іодиду.

Записати спостереження, рівняння реакції утворення плюмбум іодиду. Чим пояснюється висока адсорбційна здатність вугілля?

Дослід 2. Відновлювальні властивості вугілля

(дослід проводити у витяжній шафі)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, вугілля, H_2SO_4 (конц.), розчин KMnO_4 (0,5M), фільтрувальний папір.

В пробірку внести 1 мікрошпатель розтертого вугілля, додати 5-6 краплин концентрованої сульфатної кислоти і обережно нагріти пробірку. До отвору пробірки піднести смужку фільтрувального паперу, змоченого розчином калій перманганату.

Записати спостереження і рівняння реакцій:

а) взаємодії вугілля з концентрованою сульфатною кислотою, враховуючи, що Карбон окиснюється до карбон (IV) оксиду;

б) взаємодії одного з продуктів реакції а) з калій перманганатом.

Дослід 3. Добування карбон (IV) оксиду (вуглекислого газу), його взаємодія з водою, лугом

Обладнання і реактиви: прилад для добування вуглекислого газу, штатив з пробірками, штатив з лапками, пробіркотримач, спиртівка, мармур, розчин HCl (1:4), Ca(OH)₂ (насич.), метиловий оранжевий.

В пробірку з газовідвідною трубкою покласти 3-4 шматки мармуру, закрити пробкою і вертикально закріпити в штативі. Через воронку налити розчин хлоридної кислоти. Кінець відвідної трубки занурити в пробірку з дистильованою водою і 1-2 краплинами індикатора та пропускати газ протягом 2-3 хвилин. Відзначити зміну забарвлення розчину.

Потім кінець відвідної трубки занурити в пробірку з вапняною водою. Спостерігати утворення осаду і його розчинення при подальшому пропусканні вуглекислого газу. Отриманий прозорий розчин розділити на дві частини, до однієї додати вапняну воду, іншу нагріти. Що спостерігається?

Записати рівняння реакцій:

- а) добування карбон (IV) оксиду;
- б) його взаємодії з водою;
- в) ступінчатої дисоціації карбонатної кислоти;
- г) взаємодії карбон (IV) оксиду з кальцій гідроксидом з утворенням осаду;
- д) розчинення осаду;
- є) взаємодії продукту реакції д) з кальцій гідроксидом;
- ж) розкладу продукту реакції д) при нагріванні.

Пояснити, як зміщується рівновага у водному розчині карбон (IV) оксиду при додаванні луку, кислоти? Вказати причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

Дослід 4. Добування карбонатів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчин CaCl₂ (0,5M), BaCl₂ (0,5M), MgSO₄ (0,5M), CoSO₄ (0,5M), CuSO₄ (0,5M), Al₂(SO₄)₃ (0,2M), Cr₂(SO₄)₃ (0,2M), Na₂CO₃ (0,5M).

В пробірки налити розчини солей, що містять такі катіони: а) Ca²⁺, Ba²⁺; б) Mg²⁺, Co²⁺, Cu²⁺; в) Al³⁺, Cr³⁺ і додати до них розчин натрій карбонату. Спостерігати осадження речовин і відзначити забарвлення отриманих осадів карбонатів (а), гідроксокарбонатів (б), гідроксидів (в).

Записати спостереження, молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Дослід 5. Термічний розклад карбонатів

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, пробка з газовідвідною трубкою, штатив з лапками, спиртівка, NaHCO₃, Cu₂(OH)₂CO₃, розчин Ca(OH)₂ (насич.).

В штативі з невеликим нахилом униз закріпити суху пробірку з натрій гідрогенкарбонатом, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурити в пробірку з вапняною водою. Пробірку нагріти. Аналогічно виконати дослід з $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (малахітом).

Записати спостереження, рівняння реакцій:

а) розкладу солей;

б) взаємодії газу, який виділяється, з кальцій гідроксидом.

Дослід 6. Добування гелю силікатної кислоти

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, скляна паличка, розчин Na_2SiO_3 (0,5M), HCl (1M).

В пробірку помістити 0,5 мл розчину натрій силікату і додати 0,5 мл розчину хлоридної кислоти. Перемішати і відзначити утворення драглистого осаду силікатної кислоти.

Записати спостереження і рівняння реакції.

Дослід 7. Добування золю силікатної кислоти і його перетворення в гель

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, спиртівка, пробіркотримач, скляна паличка, HCl (конц.), Na_2SiO_3 (насич.).

В пробірку внести 4-5 краплин концентрованої хлоридної кислоти і 1-2 краплини розчину натрій силікату, суміш перемішати і спостерігати утворення прозорого розчину – золю силікатної кислоти. Отриманий золь нагріти до переходу його в гель.

Записати спостереження і рівняння реакції.

Дослід 8. Гідроліз натрій силікату

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, Na_2SiO_3 (0,5M), NH_4Cl (1M), фенолфталеїн.

В пробірку внести 0,5 мл розчину натрій силікату і додати 1-2 краплини фенолфталеїну. Що спостерігається? В ту саму пробірку долити по краплях розчин амоній хлориду до знебарвлення фенолфталеїну.

Записати спостереження, молекулярні та йонні рівняння реакцій:

а) гідролізу натрій силікату в чистій воді;

б) гідролізу натрій силікату в присутності амоній хлориду.

Дослід 9. Взаємодія карбон (IV) оксиду з розчинними силікатами

Обладнання і реактиви: прилад для добування вуглекислого газу, штатив з пробірками, штатив з лапками, мармур, розчин HCl (1:4), Na_2SiO_3 (0,5M).

В пробірку налити 1-1,5 мл розчину натрій силікату і пропустити в нього до насичення карбон (IV) оксид (див. дослід 3).

Записати спостереження і рівняння реакції взаємодії натрій силікату з карбон (IV) оксидом. Чим пояснюється зміщення рівноваги в напрямку утворення силікатної кислоти?

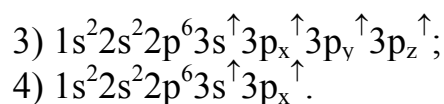
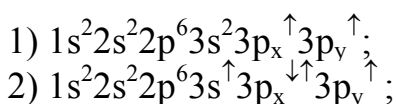
Дослід 10. Нерозчинні солі силікатної кислоти (“хімічні водорості”)

Обладнання і реактиви: штатив з пробірками, розчин Na_2SiO_3 (50%), FeCl_3 , CuSO_4 , CoSO_4 , NiSO_4 , MnSO_4 .

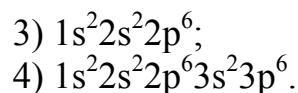
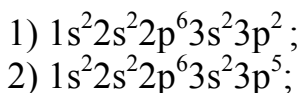
В п'ять пробірок налити по 5 мл розчину натрій силікату і в кожному з них додати по 1-2 кристали розчинних солей феруму, кобальту, купруму, ніколу, мангану. Спостерігати утворення в кожній пробірці різних за формою і забарвленням “водоростей”.

5.4 Контрольні тестові завдання

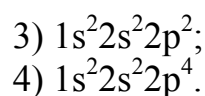
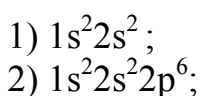
1. Яка електронна конфігурація відповідає атому Силіцію в збудженому стані?



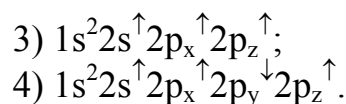
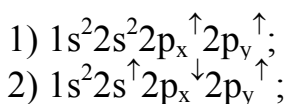
2. Яка електронна формула відповідає йону Si^{4-} ?



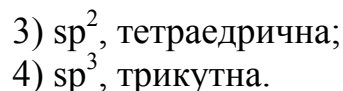
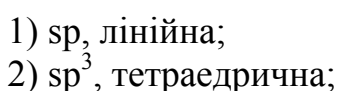
3. Яка електронна формула відповідає атому Карбону із ступенем окиснення C^{+2} ?



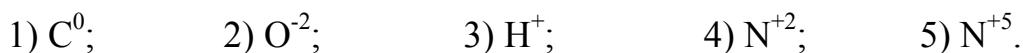
4. Яка електронна конфігурація відповідає атому Карбону в основному стані?



5. Визначіть тип гібридизації валентних орбіталей атому Карбону в сполуці CCl_4 і форму молекули:



6. Визначіть окисник в реакції $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



7. Які властивості проявляє Карбон в реакції $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$?

- 1) окиснювальні і відновлювальні;
- 2) окиснювальні;
- 3) Карбон не змінює ступінь окиснення;
- 4) відновлювальні.

8. Визначіть продукти реакції $\text{Si} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

- 1) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{O}_2$;
- 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$;
- 3) $\text{KHSiO}_3 + \text{SiO}_2$;
- 4) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SiO}_3$.

9. При взаємодії яких речовин можна отримати силан?

- 1) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- 2) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

10. Визначіть продукти реакції $\text{Ca}_2\text{Si} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

- 1) $\text{CaSiO}_3 + \text{H}_2$;
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SiO}_3$;
- 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SiH}_4$;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{SiO}_2$.

11. Визначіть продукти реакції $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{HCl} \rightarrow$

- 1) $\text{MgCl}_2 + \text{SiH}_4$;
- 2) $\text{MgO} + \text{SiH}_4 + \text{H}_2$;
- 3) $\text{MgCl}_2 + \text{SiCl}_4$;
- 4) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SiCl}_6$.

12. Які властивості проявляє карбон (II) оксид?

- 1) амфотерний оксид, окисник;
- 2) несолетворний оксид, відновник;
- 3) кислотний оксид, окисник і відновник;
- 4) основний оксид, не вступає в реакції окиснення – відновлення.

13. Як можна отримати карбон (II) оксид?

- 1) $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{надлишок}}$
- 2) $\text{CO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t}$
- 3) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t}$
- 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t}$

14. Які властивості проявляє карбон (IV) оксид?

- 1) кислотний оксид, відновник;
- 2) несолетворний оксид, окисник;
- 3) основний оксид, відновник;
- 4) кислотний оксид, окисник.

15. При взаємодії яких речовин можна отримати карбон (IV) оксид?

- 1) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$
- 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
- 3) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 4) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

16. Яка речовина є реактивом на вуглекислий газ?

- 1) Na_2CO_3 ;
- 2) H_2O ;
- 3) CaCO_3 ;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

17. Важливою характеристикою дощової води є значення рН, що визначається рівновагою з атмосферним CO_2 . Як правило, дощова вода має:

- 1) $\text{pH} < 7$;
- 2) $\text{pH} > 7$;
- 3) $\text{pH} \approx 7$;
- 4) рН не залежить від CO_2 (атмосферного).

18. Які властивості проявляє силіцій (IV) оксид ?

- 1) основний оксид, відновник;
- 2) кислотний оксид, окисник і відновник;
- 3) несолетворний оксид, відновник;
- 4) амфотерний оксид, окисник;
- 5) кислотний оксид, окисник.

19. Визначіть продукти реакції $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

- 1) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$;
- 2) $\text{SiH}_4 + \text{Na}_2\text{SiO}_3$;
- 3) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{NaHSiO}_3 + \text{O}_2$.

20. При взаємодії яких речовин можна отримати силікатну кислоту?

- 1) $\text{NaHSiO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 2) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 3) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 4) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

21. Виберіть неправильне твердження :

- 1) вуглець, як і силіцій, легко розчиняється в лугах, утворюючи карбонати;
- 2) карбонатна кислота – слабкий електроліт, дисоціює за двома ступенями;
- 3) силікатну кислоту не можна отримати взаємодією силіцій (IV) оксиду з водою;
- 4) карбон (IV) оксид – кислотний оксид;
- 5) вищий ступінь окиснення Силіцію – плюс чотири.

22. Визначіть продукти реакції $\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t}$

- 1) $\text{NaOH} + \text{CO} + \text{CO}_2$;
- 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
- 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$.

23. Яка речовина утворюється при нагріванні кальцій гідрогенкарбонату?

- 1) $\text{C}_{(\text{тв.})}$;
- 2) CO_2 ;
- 3) CO ;
- 4) CH_4 .

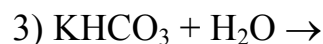
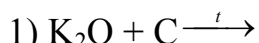
24. Визначіть продукти реакції $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

- 1) $\text{KHCO}_3 + \text{CO}_2$;
- 2) HCOOK ;
- 3) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH}$;
- 4) $\text{KOH} + \text{CO}$.

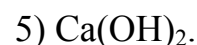
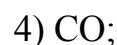
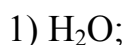
25. Визначіть продукти реакції $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

- 1) $\text{KHSiO}_3 + \text{KOH}$;
- 2) $\text{KHSiO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3$;
- 3) $\text{KHSiO}_3 + \text{SiO}_2$;
- 4) $\text{KHSiO}_3 + \text{H}_2$.

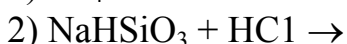
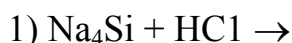
26. Як можна отримати калій карбонат?



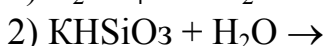
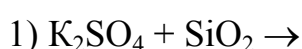
27. Яку речовину потрібно додати до розчину кальцій гідрогенкарбонату, щоб отримати кальцій карбонат?



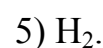
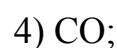
28. При взаємодії яких речовин можна отримати натрій силікат?



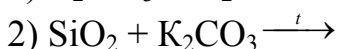
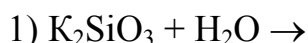
29. Продуктом якої реакції є калій силікат?



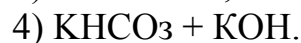
30. Яку речовину потрібно додати до розчину натрій карбонату, щоб отримати розчин натрій гідрогенкарбонату?



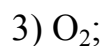
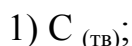
31. Продуктом якої реакції є калій гідрогенсилікат?



32. Визначіть продукти реакції $K_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$



33. Яка речовина утворюється при обробці магній карбонату хлоридною кислотою?



34. Виберіть правильне твердження:

1) вуглець в окисно-відновних реакціях завжди є відновником;

2) розчини натрій силікату і натрій карбонату мають $pH > 7$;

3) силікатну кислоту добувають взаємодією SiO_2 з водою;

4) Карбон не утворює алотропних модифікацій;

Основна література

1. Григор'єва В. В., Самійленко В. М, Сич А. М. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
2. Глінка М. Л. Загальна хімія, – К.: Вища шк., 1982. – 608 с.
3. Корчинський Г. А. Хімія. – Вінниця, Поділля-2000, 2002. – 525 с.
4. Карнаухов О. І., Мельничук Д. О., Чеботько К. О., Копілевич В. А. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2001. – 578 с.
5. Неділько С. А., Попель П. П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. – К.: Либідь, 2001. – 398 с.
6. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высш. шк., 1991. – 288 с.
7. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1987. – 272 с.

Додаткова література

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1998. – 743 с.
2. Браун Т., Лемей Г. Ю. Химия – в центре наук: В 2-х ч. – М.: Мир, 1983. – Ч. 1 – 448 с.; Ч. 2 – 520 с.
3. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Иванов С. В. Загальна та неорганічна хімія: В 2-х ч. – К.: Пед. преса, 2000. – Ч. 2. – 784 с.
4. Фримантл М. Химия в действии: В 2-х ч. – М.: Мир, 1991. – Ч. 1. – 528 с.; Ч. 2. – 622 с.
5. Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. – М.: Химия, 1987. – 696 с.
6. Лидин Р. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия, 1991. – 256 с.

Додаток А

Стандартні окисно-відновні потенціали

Рівняння електродного процесу	E °, В
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{e} \rightarrow 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 6\text{OH}^-$	-0,74
$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} \rightarrow \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e} \rightarrow \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	-0,12
$2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$	0
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,09
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+0,17
$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	+0,29
$\text{H}_3\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} \rightarrow \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,45
$\text{I}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Fe}^{3+} + \text{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,07
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e} \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,24
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,38
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{F}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87

Додаток Б

Взаємодія металів з кислотами

Li K Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Hg Pt Au

ряд напруг металів

Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Метали, що вступають в реакцію
HCl (розв)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівіше H ₂
HCl (конц)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівіше H ₂
H ₂ SO ₄ (розв)	H ⁺	H ₂	Всі метали, що стоять лівіше H ₂
H ₂ SO ₄ (конц)	S ⁺⁶	SO ₂	Малоактивні метали від Ni до Pt (Fe, Cr, Ni - пасивуються)
	S ⁺⁶	S, H ₂ S	Активні метали до Cr
HNO ₃ (розв)	N ⁺⁵	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
	N ⁺⁵	N ₂ O, N ₂ , NH ₄ NO ₃	Активні метали до Cr
HNO ₃ (конц)	N ⁺⁵	NO ₂	Всі метали, крім Au і Pt (Al, Fe, Cr, Ni, Co - пасивуються)

Додаток В

Реакційна здатність деяких неорганічних речовин

Речовина	Колір	Відношення до розчинників і реактивів					
		H ₂ O	HCl розб/конц	H ₂ SO ₄ розб/конц	HNO ₃ розб/конц	NaOH розб/конц	NH ₃ ·H ₂ O розб/конц
Al(OH) ₃	білий	н	+	+	+	+	н
AgCl	білий	н	н	н	н	- / +	+
AgBr	св.-жовтий	н	н	н / +	н	-	- / +
AgI	жовтий	н	-	- / +	- / +	н	н
AgPO ₃	білий	н	+	+	+	+	+
Ag ₃ P ₀ ₄	жовтий	н	+	+	н / р	-	+
Ag ₄ P ₂ ₀ ₇	білий	н	н / +	н / +	н / +	-	+
BaCO ₃	білий	н	+	+	+	-	-
BaSO ₄	білий	н	н	н	н	н	н
BaSO ₃	білий	н	+	+	+	н	н
CaCO ₃	білий	н	+	+	+	н	н
CdS	жовтий	н	- / +	- / +	+	-	-
Cr(OH) ₃	сіро- блакитний	н	+	+	+	+	н
(CuOH) ₂ CO ₃	зелений	н	+	+	+	-	- / +
CuS	чорний	н	н	- / +	+	н	-
FeS	чорний	н	+	+	+	н	н
MnS	св.-рожевий	н	+	+	+	н	н
ZnS	білий	н	+	+	+	н	н
PbS	чорний	н	- / +	- / +	+	н	н

р – розчинна;

н – практично нерозчинна;

+ – реагує;

-- не реагує

Реакційна здатність по відношенню до води та деяких реагентів охарактеризована таким чином.

Речовина вважається розчинною в даному розчиннику, якщо взаємодія між нею і розчинником характеризується тільки руйнуванням кристалічної решітки, сольватацією, електролітичною дисоціацією. Розчинні сполуки утворюють > 0,1 М розчини, малорозчинні – 0,1 - 10⁻³ М розчини, практично нерозчинні – <10⁻³ М розчини.

Речовина вважається реагуючою з даним реактивом, якщо між ними протікає необоротна хімічна реакція.

Додаток Г

Розчинність кислот, основ, солей у воді

Катіони	Аніони												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	р	р	р	р	р	м	м	р	р	р	м	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—	р
Na ⁺ , K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg ²⁺	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	р
Cr ³⁺	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н	р
Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н	—
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—	р
Cu ²⁺	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—	—
Pb ²⁺	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	р

р - розчинна, м - малорозчинна, н - нерозчинна речовина,
 — речовина не існує або розкладається водою

Додаток Д

Відносна електронегативність елементів за шкалою Полінга

Період	Групи										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H 2,1										He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0				Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0				Ar —
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 1,9	Ni 1,9	
	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8				Kr —
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	
	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5				Xe —
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	
	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2				Rn —
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1								

Додаток Е

Константи дисоціації деяких слабких електролітів

Електроліт		K_d
Вода	H_2O	$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$
Нітритна кислота	HNO_2	$K = 5,1 \cdot 10^{-4}$
Сульфїтна кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-7}$
Сульфїдна кислота	H_2S	$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$
Карбонатна кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
Ортофосфатна кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$
Фосфориста кислота	H_3PO_3	$K_1 = 3,1 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-7}$
Фосфорнуватиста кислота	H_3PO_2	$K = 5,9 \cdot 10^{-2}$
Ортосилїкатна кислота	H_4SiO_4	$K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ $K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$
Амонїй гїдроксид	$NH_3 \cdot H_2O$	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$