

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДВНЗ «Ужгородський національний університет»
Хімічний факультет
Кафедра екології та охорони навколишнього середовища

Чундак С.Ю., Роман Л.Ю.

ПРАКТИКУМ

з навчальної дисципліни

«МЕДИЧНА ХІМІЯ»

*для студентів стоматологічного факультету,
спеціальності 221 стоматологія*

Ужгород – 2021

Практикум призначений для полегшення самопідготовки студентів до виконання ними лабораторних занять та заліку з навчальної дисципліни «Медична хімія». Його розроблено у відповідності з робочою програмою дисципліни, яка затверджена на засіданні кафедри екології та охорони навколишнього середовища хімічного факультету ДВНЗ «УжНУ» (протокол №12 від 18 червня 2021р.) та засіданні Вченої ради хімічного факультету ДВНЗ «УжНУ» (протокол № 12 від 25 червня 2021р.).

Рецензенти:

Переш Євген Юлійович, д.х.н., професор, професор кафедри неорганічної хімії хімічного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет», лауреат Державної премії України в галузі науки і техніки.

Сухарев Сергій Миколайович, д.х.н., професор, завідувач кафедри екології та охорони навколишнього середовища хімічного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет».

Автори:

Чундак Степан Юрійович, д.х.н., професор, професор кафедри екології та охорони навколишнього середовища хімічного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет».

Роман Людмила Юрїївна, к.х.н., доцент кафедри екології та охорони навколишнього середовища хімічного факультету ДВНЗ «Ужгородський національний університет».

Чундак С.Ю., Роман Л.Ю. Практикум з навчальної дисципліни «Медична хімія» для студентів I курсу стоматологічного факультету, спеціальності 221 стоматологія. – Ужгород: Вид-во «_____», 2021. – 81 с.

*Рекомендовано до друку
кафедрою ЕОНС (протокол №2 від «29» вересня 2021р.) та Радою хімічного
факультету ДВНЗ «УжНУ» (протокол №3 від «21» жовтня 2021р.)*

ПЕРЕДМОВА

Даний практикум допоможе здобувачам вищої освіти при підготовці до занять та виконанні лабораторних робіт (40 год у відповідності до робочої програми курсу «Медична хімія»).

Підвищення якості навчання майбутніх фахівців за програмою освітньо-кваліфікаційного рівня бакалавра передбачає оволодіння теоретичними та практичними знаннями з медичної хімії відповідно до профілю спеціальності. Враховуючи, що майбутні виробничі функції фахівця медичного профілю пов'язані з методами теоретичного та експериментального дослідження фізико-хімічних властивостей речовин, енергетикою хімічних реакцій, кінетикою й рівновагою, з електрохімічними процесами та з елементами охорони навколишнього середовища, дуже важливо формувати в студентів-стоматологів комплекс хімічних знань про речовину, її структуру, перетворення, можливі галузі використання; розвинути навички хімічного мислення та вміння використовувати досягнення спеціальних дисциплін у подальшій професійній діяльності.

Практикум містить відомості про предмет і завдання медичної хімії, правила роботи в лабораторії та оформлення лабораторного журналу, тему, мету, короткі теоретичні відомості та запитання для самостійного вивчення, завдання для лабораторних робіт та комбіновані завдання для самоперевірки. Подання в цій методичній роботі дидактичного матеріалу у вигляді типових тестових та розгорнутих завдань буде сприяти планомірному розвитку в студентів навичок та вмінь, моніторингу засвоєння знань і повноцінному використанню власних потенційних ресурсів. Структура практикуму й методика викладу відповідають умовам різних форм навчання, у тому числі й дистанційного, що створює можливість самостійного вивчення дисципліни студентами.

Студентам необхідно заздалегідь готуватися до лабораторного заняття. Виконанню лабораторної роботи передуює співбесіда з викладачем. Підготовку необхідно починати з вивчення теоретичного матеріалу. Перед виконанням роботи варто зрозуміти мету роботи, ознайомитися з методикою проведення дослідів.

Оформлення виконаних лабораторних робіт повинно проводитись у вигляді таблиці:

№ дослід	Методика проведення дослід	Хімізм процесу	Спостереження

Правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії

1. При виконанні лабораторних робіт зберігати максимальну обережність, пам'ятаючи про можливість небезпеки.
2. Лабораторні роботи потрібно проводити у спеціальному одязі (медичний халат, тощо).
3. Хімічні реакції проводити з таким кількостями і концентраціями кислот, у такому посуді і в таких умовах, як це вказано в інструкції.
4. Категорично забороняється працювати в лабораторії самому при відсутності викладача або лаборанта.
5. Усі досліди з леткими, отруйними речовинами та з тим, що мають неприємний запах, потрібно проводити у витяжних шафах з включеною тягою.
6. З горючими речовинами варто працювати подалі від вогню, у витяжній шафі.
7. При розведенні концентрованих кислот, особливо сульфатної, необхідно вливати її тонким струменем у воду, а не навпаки, постійно помішуючи. Розчини цих кислот готують у фарфоровому чи в скляному термостійкому хімічному посуді.
8. Наливаючи реактиви, не можна нахилитися над посудом.
9. При нагріванні пробірки з розчином, її необхідно тримати отвором у бік від себе і товаришів.
10. Забороняється нахилитися над посудом, в якому кипить вода.
11. Забороняється нюхати газу, що виділяється безпосередньо з посуду. Щоб розпізнати газ, струмінь його направляють рухом руки від посуду до себе. Деякі речовини (CO , AsH_3 і т.д.) вдихати категорично заборонено.
12. Нічого не пробувати на смак.
13. Якщо на тіло потрапили реактиви, їх необхідно добре змити водою, а потім нейтралізуючим розчином соди, а луги – слабим розчином оцтової кислоти.
14. У разі опіку гарячими предметами, обпечене місце змочують міцним розчином перманганату калію чи етиловим спиртом.
15. Якщо в лабораторії спалахнув бензин, спирт або інші легкозаймісті речовини, то полум'я засипають піском, накривають вологою ковдрою або користуються вогнегасником.
16. При роботі з металічними натрієм слід дотримуватися наступних правил:
 - а) натрій виймати із банки пінцетом, відрізати ножом необхідну кількість, надлишок зразу кладуть в банку з гасом;
 - б) відрізаний кусок очищають ножом від кірки, сушать фільтрувальним папером і зразу вводять в реакцію, фільтрувальний папір необхідно спалити;
 - в) не дозволяється залишки натрію кидати в раковину (можливий вибух), або у відро для сміття (можлива пожежа), залишки натрію або ставлять у банку з гасом або розчиняють його в спирті.

17. Забороняється перемішувати реагуючі речовини в пробірці, закриваючи її пальцем. Перемішувати потрібно обережно, ударяючи пальцем по нижній частині пробірки.
18. Концентровані кислоти та луги не слід виливати в раковину, їх зливають в спеціальну посуду.
19. На робочих місцях завжди повинно бути чисто, потрібно намагатися не розливати і не розсипати реактиви.
20. Категорично забороняється приймати їжу і пити воду з хімічного посуду.
21. Після роботи необхідно прибрати робоче місце, вимкнути всі електронагрівальні прилади, загасити спиртівки, закрити водопровідні крани і здати лабораторію черговому лаборанту.

Перша допомога при нещасних випадках

1. При пораненні склом видалити уламки з рани, змастити краї рани розчином йоду і перев'язати.
2. При попаданні розчинів кислот або лугів на шкіру реактив необхідно змити великою кількістю води. У випадку поранення кислотою промити вражене місце 3 % розчином натрій гідрогенкарбонату, а у випадку попадання розчину лугу – 2 % розчином оцтової кислоти. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.
3. При термічному опіку уражене місце необхідно обробити етиловим спиртом або 2–5 % розчином калій перманганату після чого накласти суху стерильну пов'язку. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.
4. При попаданні реактивів в очі їх треба промити великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

Тема 1

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета: узагальнити і повторити основні поняття та закони хімії, систематизувати знання про класифікацію, номенклатуру, фізичні та хімічні властивості складних речовин, вивчити кислотно-основні властивості і методи одержання типових представників основних класів неорганічних сполук, ознайомитися з правилами роботи в хімічній лабораторії і технікою безпеки.

Перелік питань для самопідготовки

Основні поняття та закони хімії. Атомно-молекулярне вчення в хімії: його виникнення та основні положення. Основні поняття атомно-молекулярного вчення: атом, молекула, моль, хімічний елемент, прості та складні речовини. Хімічні формули та рівняння.

Відносні атомна та молекулярна маси, методи їх визначення. Кількість речовини. Стала Авогадро. Молярний об'єм.

Закон сталості складу речовин. Закон збереження маси речовин під час хімічних реакцій М. В. Ломоносова. Закон кратних співвідношень. Закон об'ємних співвідношень. Закон еквівалентів. Закон Авогадро, число Авогадро. Пояснення дії цих законів на основі атомно-молекулярного вчення. Розміри та маса атомів і молекул. Валентність. Складання формул хімічних сполук за валентністю хімічних елементів.

Основні класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, солі.

Оксиди, їх номенклатура та класифікація. Добування оксидів. Фізичні та хімічні властивості оксидів. Основи, їх номенклатура та класифікація. Хімічні властивості лугів. Добування та хімічні властивості нерозчинних основ. Амфотерні гідроксиди: добування, хімічні властивості. Кислоти, їх номенклатура та класифікація. Добування та хімічні властивості кислот. Солі, їх номенклатура та класифікація. Добування та властивості солей. Гідроліз солей.

Короткі теоретичні відомості

Теоретичною основою сучасної хімії є *атомно-молекулярне вчення*, головні положення якого такі:

1. Речовини складаються з молекул, які перебувають у постійному русі й між ними існує взаємне притягання і відштовхування;
2. Молекули складаються з атомів, які мають певні розміри та масу і під час хімічних реакцій не зазнають якісних змін;
3. Молекули різних речовин відрізняються між собою складом, розмірами, фізичними та хімічними властивостями;
4. Під час хімічної реакції відбувається зміна складу молекул і перегрупування атомів, унаслідок чого утворюються молекули нових сполук.

Основними поняттями атомно-молекулярного вчення є: атом, хімічний елемент, молекула, проста речовина, складна речовина.

Атом – це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Атом складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, які рухаються навколо нього. Атом характеризується певною масою, розмірами, складом.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка здатна до самостійного існування і зберігає хімічні властивості цієї речовини.

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

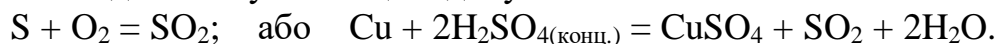
Речовини поділяються на прості і складні. Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента, а складні – з атомів різних елементів.

Прості речовини поділяються на метали і неметали. Складні речовини (хімічні сполуки) дуже численні і різноманітні за складом і властивостям. Вивчення речовин полегшує їх класифікація, оскільки, знаючи особливості класу сполук, можна охарактеризувати властивості їхніх окремих представників.

Закон збереження маси речовин (М. В. Ломоносов – 1748, А. Л. Лавуазьє – 1789). Сумарна маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює сумарній масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

Закон збереження енергії (Майєр – 1840). Енергія не виникає із нічого і нікуди не зникає, а окремі її види можуть взаємоперетворюватися одна в одну в еквівалентних співвідношеннях.

Закон сталості складу (Ж. Пруст – 1799). Кожна хімічно чиста речовина з молекулярною структурою має сталий якісний і кількісний склад незалежно від способу та місця її добування:



Закон кратних відношень (Дж. Дальтон – 1803). Якщо два елементи утворюють один з одним кілька сполук, то на одну й ту саму кількість одного з них припадають такі кількості іншого, які відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Закон еквівалентів (І. Ріхтер – 1793). Хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини реагують між собою у певних кількісних співвідношеннях, пропорційних їхнім еквівалентам.

Закон Авогадро (1811 р.). В рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиску (P), об'єму (V) і температурі (T)) міститься однакова кількість молекул.

Основні класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти та солі.

Оксидами називаються бінарні сполуки хімічних елементів з киснем, в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює –2. За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетвірні і несолетвірні (CO, NO, N₂O). Солетвірні оксиди, у свою чергу, поділяються на основні (Na₂O, CaO, FeO), кислотні (SO₂, SO₃, SiO₂, CO₂) та амфотерні (ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, SnO).

Основи – складні речовини, які складаються з катіону металу та аніону гідроксильної групи. Вони є розчинні у воді (NaOH, KOH, Mg(OH)₂), нерозчинні у воді (Pb(OH)₂, Cu(OH)₂) та амфотерні (Al(OH)₃, Zn(OH)₂).

Кислоти – складні речовини, які складаються з катіону Гідрогену та аніону кислотного залишку (H₂SO₃, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄).

Солі – складні речовини, які складаються з катіону Гідрогену та аніону кислотного залишку. Солі поділяють на середні (Na₂SO₄, K₂S, Na₂SiO₃), кислі (NaHCO₃, KHSO₄, NaHS), основні (ZnOHCl, (CuOH)₂CO₃, AlOH(NO₃)₂), подвійні (KNaCO₃, KAl(SO₄)₂), змішані (CaClOCl, або CaOCl₂, Sr(HS)Cl) і оксосолі (SbOCl, BiONO₃, TiOCl₂).

Існують сполуки, які не відносяться до основних класів речовин: гідриди, карбіди, нітриди, сульфоокислоти і сульфосолі, комплексні сполуки та ін. Вони вивчаються на заняттях з хімії елементів та їх сполук.

Питання для самоперевірки:

1. Розподіліть запропоновані сполуки (Na₂SO₃, Ba(OH)₂, NaAlO₂, HClO, SbOCl, KAl(SO₄)₂, AlOH(NO₃)₂, KHSO₄, K₂S) за класами: кислоти, основи, солі. Наведіть назви усіх речовин.
2. Напишіть різні способи одержання оксидів елементів.
3. Серед запропонованих оксидів (CaO, SnO, NO, SO₃) знайти амфотерний й продемонструвати його амфотерність за допомогою відповідних рівнянь реакцій.
4. Дати визначення понять оксидів, гідроксидів, кислот, солей.
5. Навести по 3 приклади сполук кожного класу з відповідною назвою всіх речовин.
6. Вказати ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.
7. Вказати ознаки речовини основного характеру.
8. Назвати кислоти і записати формули їх ангідридів: H₂SO₄, H₂SO₃, HBrO₄, H₃BO₃, HNO₃.
9. Які із наведених нижче реакцій є можливими? Напишіть продукти можливих реакцій:

а) Ag + CuSO ₄ =	г) Zn + CuSO ₄ =
б) Mg + ZnSO ₄ =	д) Ag + ZnSO ₄ =
в) Cu + MgSO ₄ =	е) Ag + MgSO ₄ =
10. За допомогою яких кислот (HCl, H₂SO₄ (розб.), H₂SO₄ (конц.), HNO₃ (розб.), HNO₃ (конц.), H₃PO₄) можна отримати водень в результаті їх взаємодії з Цинком?

Лабораторна робота №1

Реактиви. Розчини лугів (NaOH, KOH), основ (Ba(OH)₂, Cu(OH)₂) кислот (HCl, H₂SO₄), солей (KNO₃, CuSO₄, ZnCl₂, KI, Pb(NO₃)₂, NaCl, AgNO₃, BaCl₂), CuO, магнієва стружка, металічні пластинки цинку, металічні ошурки міді, розчин індикаторів (фенолфталеїну, метилоранжу та лакмусу), смужки паперового універсального індикатора, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки.

Дослід №1. Забарвлення індикаторів у різних середовищах.

У 3 пробірки налити розчин 2 н HCl. У першу пробірку додати 1-2 краплі лакмусу; у другу – 1-2 краплі метилоранжу; в третю – 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Відмітити забарвлення індикатора в кислому середовищі.

Аналогічно повторити дослід, із розчинами KNO₃ та 2 н NaOH.

Результати досліджень записати у вигляді таблиці:

Індикатор	Середовище		
	Кисле (2н HCl)	Нейтральне (KNO ₃)	Лужне (2н NaOH)
лакмус			
метилоранж			
фенолфталеїн			

Дослід №2. Добування гідроксиду та оксиду Купруму (II).

У пробірку налити 2-3 см³ розчину Купрум сульфату (CuSO₄) і додати у надлишку розчин луку (2н NaOH). Відмітити колір утвореного осаду. Вміст пробірки нагріти. Відмітити як змінився колір утвореного осаду після нагрівання? Запишіть рівняння відповідних реакцій і спостереження.

Дослід №3. Властивості гідроксидів.

Налити у пробірку 2-3 см³ розчину Цинк хлориду (ZnCl₂) і краплями додавати розчин луку (2н NaOH) до утворення осаду. Добутий осад розділити у 2 пробірки: у одну додати надлишок луку, в іншу – розчин сульфатної кислоти (H₂SO₄). Чи розчиняється осад? Запишіть рівняння відповідних реакцій і спостереження.

Дослід №4. Добування солей взаємодією кислот з основами.

У пробірку налити 2-3 см³ розчину гідроксиду Барію (Ba(OH)₂) і додати розчин сульфатної кислоти (H₂SO₄). Відмітити що відбувається і чому? Запишіть рівняння відповідних реакцій і спостереження.

Дослід №5. Обмінні реакції між солями.

У пробірку налити 2-3 см³ розчину Калій йодиду (KI) і додати стільки ж розчину Плюмбум нітрату (Pb(NO₃)₂). Відмітити колір утвореного осаду. Аналогічно проробити дослід, взявши Натрій хлорид (NaCl) і Аргентум

нітрат (AgNO_3). Зверніть увагу на колір утворених солей. Запишіть рівняння відповідних реакцій і спостереження.

Дослід 6. Дослідження хімічних властивостей кислот

В окремі пробірки помістити невеликі кількості металічного цинку, металічної міді, купрум(II) оксиду, купрум(II) гідроксиду, барій хлориду. Додати в кожен пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти. В якому випадку не відбудеться реакція? Результати спостережень і відповідні рівняння реакцій записати до лабораторного журналу.

Дослід 7. Взаємодія солей з металами

У пробірку з гранулою цинку додати 2–3 см³ розчину CuSO_4 . Записати рівняння реакції та спостереження.

Приклади тестових завдань

1. Скільки структурних одиниць містить 1 моль речовини?
А) 10 моль⁻¹; Б) 3,14 моль⁻¹; В) 900 моль⁻¹; Г) $6,02 \times 10^{23}$ моль⁻¹.
2. Яка маса 4 молей карбон (II) оксиду?
А) 28 г/моль; Б) 4 г/моль; В) 112 г/моль; Г) 64 г/моль.
3. Яка маса води утворилася, якщо було використано 4г H_2 та 32г O_2 ?
А) 28 г; Б) 72 г; В) 4 г; Г) 36 г.
4. Який об'єм займає 1 моль CO_2 за нормальних умов
А) 22,4 дм³; Б) 44 дм³; В) 44,8 дм³; Г) 1 дм³.
5. Вкажіть кислотний оксид
А) CaO ; Б) SO_3 ; В) K_2O ; Г) Al_2O_3 .
6. Вкажіть основну сіль
А) CuOHCl ; Б) NaHCO_3 ; В) KCl ; Г) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
7. Вкажіть сполуку, яка проявляє амфотерні властивості.
А) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Б) SO_2 ; В) ZnO ; Г) NaCl .

Тема 2

БУДОВА АТОМА. ГІДРОГЕН. ЕЛЕМЕНТИ І ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

***Мета:** систематизувати знання про будову атома хімічних елементів; вивчити електронну будову атомів хімічних елементів ІА та ІВ групи, способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості хімічних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук. Вивчити застосування, фізичні і хімічні властивості водню та його сполук; перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.*

Перелік питань для самопідготовки

***Будова атома.** Відомості про будову атома на кінець ХІХ ст. Відкриття електрона. Радіоактивність. Природа радіоактивного випромінювання. Модель Томсона будови атома. Досліди Резерфорда по розсіюванню α -частинок і ядерна модель атома. Фізичний зміст порядкового номера хімічного елемента. Будова ядра атома. Недоліки моделі Резерфорда. Будова атома по Бору. Постулати Бора. Пояснення лінійчатих спектрів атомів.*

***Гідроген** у природі. Добування у лабораторних умовах і промисловості. Ізотопи Гідрогену. Застосування водню. Важка вода. Оксид і пероксид Гідрогену, їх властивості і застосування. Фізичні та хімічні властивості водню. Гібриди металів.*

***Лужні метали.** Загальна характеристика підгрупи. Лужні метали у природі. Одержання лужних металів. Фізичні та хімічні властивості металів. Натрій і його застосування. Оксид, гідроксид, гідрид натрію, їх добування, фізичні і хімічні властивості. Добування і застосування гідроксиду натрію. Калій. Кисневі сполуки Калію. Гідроксид Калію, одержання і властивості. Солі лужних металів, їх застосування. Сода кальцинована, кристалічна, питна. Методи одержання соди. Поташ. Калійні добрива. Застосування лужних металів та їх сполук у медицині.*

***Елементи підгрупи Купруму.** Знаходження у природі та добування міді. Фізичні та хімічні властивості міді та її сполук. Важливіші солі Купруму (ІІ), їх застосування. Аргентум та його сполуки. Аурум та його сполуки. Застосування елементів підгрупи Купруму. Застосування Cu, Ag і Au та їх сполук у медицині.*

Короткі теоретичні відомості

Атом (від грец. $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$ — неподільний) – найменша частинка хімічного елемента. До кінця ХІХ ст. в хімії панувало уявлення про неподільний атом. Завдяки дослідженням ряду вчених було встановлено, що атом подільний і є складною системою – це відкриття катодних променів (В.

Крукс, Дж. Дж. Томсон 1879 р.), радіоактивності (А. Бекерель, 1896 р.), протона (Е. Резерфорд, 1919 р.), нейтрона (Д.Чедвік, 1932 р.).

Атом складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. Носієм позитивного заряду ядра є протони. В ядрі також знаходяться нейтрони. Протони і нейтрони – ядерні частинки – називаються нуклонами (від латинського *nucleos* – ядро). Ядро складає фундаментальну основу атома і визначає індивідуальність елементів.

У 1911 р. Е. Резерфорд запропонував *ядерну модель будови атома*, згідно з якою в центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, навколо якого рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра, тобто порядковому номеру елемента. Сумарний негативний заряд електронів (-Z) дорівнює позитивному заряду ядра (+Z), тому атом в цілому електронейтральний. Якщо прийняти ядерну (планетарну) модель будови атома за цією теорією, то електрон під час обертання навколо ядра повинен безперервно випромінювати енергію і, в кінці-кінців, впасти на ядро, внаслідок чого атом припинив би своє існування. Однак атом, як відомо, є стійкою системою. Крім того, спектр випромінювання атома має бути суцільним, а він насправді лінійчастий.

Усунув слабкі сторони гіпотези Резерфорда Н. Бор, який запропонував теорію, що об'єднала ядерну модель будови атома з квантовою теорією світла, висунутою М. Планком. Н. Бор дійшов висновку, що енергія електронів в атомі змінюється стрибкоподібно.

Основні положення своєї теорії Н. Бор сформулював трьома постулатами:

- 1) електрони можуть обертатися навколо ядра не по будь-яких, а тільки по деяких стаціонарних колових орбітах;
- 2) електрон, що обертається на стаціонарній орбіті, не випромінює і не поглинає електромагнітної енергії;
- 3) перехід електрона з однієї стаціонарної орбіти на іншу відбувається стрибкоподібно.

Гідроген (hydrogenium – той, що народжує воду) ${}^1_1\text{H}$ $1s^1$ має унікальні властивості, які дозволяють розміщувати його в I A і VII A підгрупах періодичної системи елементів. Гідроген не можна вважати електронним аналогом лужних металів через відсутність в нього внутрішнього електронного шару. Утворює просту речовину водень. Водень — безбарвний газ, не має запаху, малорозчинний у воді, найбільш легкий серед усіх газів (найбільш розповсюджений елемент у Всесвіті), типовий неметал. У більшості реакцій водень проявляє відновні властивості, може проявляти і окисні.

Біологічне значення Гідрогену визначається тим, що він є складовою частиною води та всіх найважливіших груп органічних сполук, в тому числі білків, нуклеїнових кислот, ліпідів, вуглеводів. Приблизно 10 % маси живих організмів припадає на гідроген. Здатність гідрогену утворювати водневий зв'язок має вирішальне значення в підтримці просторової структури білків, у будові та функціях нуклеїнових кислот (тобто в збереженні і реалізації

генетичної інформації). Іон H^+ бере участь у найважливіших реакціях в організмі – у біологічному окисненні, що забезпечує живі клітини енергією, в фотосинтезі у рослин, у реакціях азотфіксації, в підтримці кислотно-лужного балансу та гомеостазу, в процесах мембранного транспорту.

H_2 утворює вибухонебезпечну суміш з повітрям. При потраплянні рідкого водню на шкіру виникає обмороження.

Перша група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Літій, Натрій, Калій, Рубідій, Цезій, Францій, і В-підгрупи – Купрум, Аргентум, Аурум. Елементи ІА групи називаються лужними металами. Елементи В-підгрупи І групи є благородними металами.

Лужні метали – сріблясто-білі речовини, крім цезію, у якого золотаве забарвлення. На свіжому повітрі s-метали у розрізі мають блискучу поверхню, але при контакті з киснем повітря дуже швидко тьмяніє. В наслідок утворення оксиду. Тому їх зберігають під шаром гасу.

Хімічний аналіз лужних металів проводять за допомогою методу полуменевої фотометрії, оскільки їх пари інтенсивно забарвлені: літій – у червоний колір, натрію – у жовтий, калію – у фіолетовий, рубідію – у фіолетово-рожевий, цезію – у блакитний. В атмосфері водню пари натрію мають фіолетове забарвлення, калію – блакитнувато-зелене, а у рубідію та цезію, навпаки, – зеленувато-блакитне. Лужні метали дуже м'які, пластичні, легко ріжуться ножом, мають низькі температури плавлення.

Застосування. Найширше застосування має металічний Na: у металургії як відновник, для зневоднення органічних розчинників, як теплоносій в ядерних реакторах сумісно з калієм, для добування Na_2O_2 , який, у свою чергу, застосовується для очищення та регенерації повітря в апаратах штучного дихання. Сполуки натрію використовуються у медицині і багатьох галузях промисловості. Пероксиди застосовують для вибілювання тканин, гідроксид натрію – при виробництві целюлози, виготовленні мил і миючих засобів, штучного волокна, очищення мастил, виробництві барвників тощо. Фторид натрію використовують для просочення деревини і як флюс. Сполуки калію застосовують у сільському господарстві як добрива, в скляній промисловості, при виробництві рідкого мила та ін. Рубідій та цезій застосовують для виготовлення фотоелементів. Інтерметалеві сполуки рубідію та цезію Rb_3Sb і Cs_3Sb використовують як напівпровідниковий матеріал при виготовленні фотокатодів. Багато комплексних сполук, що містять Rb і Cs, використовують в аналітичній хімії.

Cu, Ag і Au – елементи підгрупи Купруму. Кожен з них у своєму періоді є останнім d-елементом. Для Купруму найхарактернішим є ступінь окиснення +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +3. Cu, Ag і Au – малоактивні метали, у ряду електрохімічних потенціалів вони стоять після Гідрогену, тому не витісняють водень із розведених розчинів кислот.

Купрум трапляється як у зв'язаному, так і у вільному стані. З природних сполук Купруму найбільше значення мають мінерали: мідний колчедан (халькопірит) – $CuFeS_2$; мідний блиск – Cu_2S ; куприт – Cu_2O . Широке застосування мають сплави на основі міді, з них найважливішими є

латуні (сплави міді з 20-30% цинку та іншими металами) і бронзи (сплави міді з оловом, берилієм, алюмінієм та іншими металами) та мідно-нікелеві сплави. Всі сплави міді мають високу стійкість проти атмосферної корозії.

Купрум входить до складу живих організмів. До 0,001% Cu виявлено у кістках і зубах тварин. Добрива, що містять Купрум, сприяють росту рослин.

Питання для самоперевірки:

1. Вкажіть види радіоактивного випромінювання.
2. Охарактеризуйте електронну будову лужних металів.
3. Вкажіть особливості хімічних властивостей лужних металів. Відповідь обґрунтуйте відповідними рівняннями хімічних реакцій.
4. Поясніть, чому в атмосфері Землі дуже мало водню?
5. У чому властивості водню подібні до властивостей лужних металів, і в чому вони відрізняються?
6. Проілюструйте за допомогою реакцій промислові способи добування водню. Вкажіть умови перебігу процесів.
7. Напишіть рівняння реакцій між:
 - а) літієм та розбавленою сульфатною кислотою;
 - б) калієм та водою;
 - в) натрієм та киснем;
 - г) цинком та розчином гідроксиду калію з утворенням комплексної сполуки.
8. Напишіть рівняння реакцій водню з: киснем; хлором; азотом; сіркою; натрієм.

Лабораторна робота № 2

Реактиви. Розчини лугів (NaOH), амоніаку (NH₄OH), кислот (HCl, H₂SO₄ чи HNO₃), солей (Na₂CO₃, NaHCO₃, Li₂CO₃, KCl, CuSO₄, CuCl₂, Cu(NO₃)₂, NaCl, NaBr, NaJ, AgNO₃), мідні ошурки, цинковий порошок чи пластини, металічний натрій, розчин індикаторів (фенолфталеїну, лакмусу), смужки паперового універсального індикатора, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, мідна чи ніхромово дротина, пробірки, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Добування водню.

У пробірку насипати 1 г цинкового порошку та прилити 3-4 см³ хлоридної кислоти (HCl). Що відбувається? Чому не проходить реакція, якщо цинк замінити на мідь? Запишіть рівняння відповідних реакцій та спостереження.

Дослід 2. Взаємодія натрію з водою.

Налийте у фарфорову чашку трохи води і опустіть шматочок металічного натрію, попередньо висушеного фільтрувальним папером (див. «Правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії, п.16 «Правила роботи з металічним натрієм»!!!). Після проведеної реакції до утвореного

розчину додайте 2-3 краплини фенолфталеїну. Що спостерігається? Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 3. Гідроліз Натрій карбонату і гідрогенкарбонату.

У дві пробірки налейте по 3 см³ 0,1 М розчинів Натрій карбонату і Натрій гідрогенкарбонату і визначте за допомогою універсального лакмусового паперу реакцію середовища в кожному розчині. Поясніть, чим обумовлена реакція середовища в кожному випадку, і напишіть рівняння цих процесів (молекулярній та іонно-молекулярній формі).

Дослід 4. Забарвлення полум'я катіонами Літію, Натрію, Калію та Купруму. Платинову або ніхромову дротину занурити в концентровану хлоридну кислоту (HCl), а потім прожарити в полум'ї спиртівки. Після цього чисту дротину опустити в розчин солі Літію і внести в полум'я спиртівки. Відмітити колір полум'я. Аналогічно провести досліди з солями Натрію, Калію і Купруму. Перед кожним дослідом дротину необхідно очистити за допомогою концентрованої хлоридної кислоти, а потім обжарюванням.

Дослід 5. Гідроліз солей Купруму.

Кінець скляної палички занурити в розчин Купрум сульфату і доторкнутися до синього лакмусового папірця. Так само дослідити реакцію розчинів наступних солей Купруму(II): CuCl₂ і Cu(NO₃)₂. Запишіть рівняння реакцій гідролізу цих солей.

Дослід 6. Добування основної солі Купрум (II) сульфату, Купрум (II) гідроксиду і оксиду. У пробірку налити 4–5 см³ розчину Купрум (II) сульфату, додати краплями розчин NaOH до появи осаду і ще надлишок – 3-4 краплі. Відлити в окрему пробірку 2-3 см³ добутої суміші з осадом і нагріти до кипіння. Звернути увагу на відсутність зміни кольору осаду. Потім суміш у пробірці охолодити водопровідною водою, додати 3-4 см³ розбавленого розчину лугу (до лужної реакції) і знову нагріти до кипіння. Утворений при цьому чорний осад розчинити сульфатною або нітратною кислотою. Записати відповідні рівняння хімічних реакцій. Який висновок можна зробити відносно стійкості до термічного розкладання основної солі сульфату та гідроксиду Купруму (II)? До суміші, що залишилася у першій пробірці, додати концентрованого лугу до повного розчинення осаду основної солі, який утворився спочатку. Який склад має комплексна сполука, що утворюється при цьому?

Дослід 7. Добування комплексного Купрум (II) амоніакату.

У пробірку налити близько 1 см³ розчину CuSO₄ і краплями додати розчин амоніаку до повного розчинення в його надлишку зеленуватого осаду основної солі Купруму, утвореного на початку. Записати відповідні рівняння хімічних реакцій.

Дослід 8. Відношення міді до кислот.

У дві пробірки покласти по 0,1–0,2 г ошурків міді і додати в одну розбавлену, а в іншу – концентровану сульфатну кислоту. Спостерігати, що відбувається на холоді і при нагріванні. Аналогічно досліди проробити з розбавленою та концентрованою хлоридною кислотою. Записати відповідні рівняння хімічних реакції.

Дослід 9. Добування і властивості галогенідів Аргентуму.

Окремо в три пробірки налити по 2-3 см³ розчинів NaCl, NaBr, NaI і до кожного розчину додати по 5-6 крапель розчину AgNO₃. Який колір утворених осадів? До кожного утвореного осаду прилити по 2-3 см³ розчину амоніаку. Спостерігати котрий з осадів розчиняється під дією розчину амоніаку. Записати відповідні рівняння хімічних реакцій.

Приклади тестових завдань

1. Який вид радіоактивного випромінювання є найбільш небезпечним для живих організмів.
А) α -випромінювання; Б) β -випромінювання; В) γ -випромінювання.
2. У сполуках лужні метали проявляють ступінь окиснення:
А) 1-; Б) 1+; В) 2+.
3. Лужні метали взаємодіють з воднем з утворенням
А) гідридів; Б) гідроксидів; В) не реагують.
4. Продуктами взаємодії лужних металів з водою є
А) гідроксид і водень; Б) гідроксид і вода; В) оксид і вода.
5. Головну роль в роботі центральної нервової системи відіграють іони:
А) Na⁺ і K⁺; Б) Na⁺ і H⁺; В) K⁺ і H⁺.
6. Який метал може плавитись на долоні людини? Чому?
А) натрій; Б) рубідій; В) цезій.
7. Вкажіть, який метал є благородним
А) натрій; Б) рубідій; В) золото.

Тема 3

БУДОВА АТОМА. ЕЛЕМЕНТИ ІІ ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Мета: Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів ІІ групи, вивчити способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості вказаних елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук. Перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.

Перелік питань для самопідготовки

Будова атома. Вихідні уявлення квантової механіки. Корпускулярно-хвильовий дуалізм. Хвилі Де Бройля. Рівняння Шредінгера. Хвильова функція і її фізичний зміст. Поняття електронної орбіталі. Енергетичний стан електрона в атомі. Головне квантове число та його фізичний зміст. Орбітальне квантове число. Форма електронних орбіталей. Магнітне і спінове квантові числа та їх фізичний зміст. Багатоелектронні атоми. Принцип Паулі. Правило Гунда. Правило Клечковського.

Періодичний закон та періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва. Періоди, групи, їх характеристика.

Хімія елементів. Загальна характеристика елементів ІІ групи періодичної системи Д.І.Менделєєва. Берилій. Знаходження у природі та добування. Властивості Берилію та його застосування. Оксид та гідроксид Берилію. Магній. Знаходження у природі та добування. Фізичні та хімічні властивості Магнію. Застосування Магнію. Оксид і гідроксид магнію, властивості та застосування. Магнезіальний цемент. Тальк та азбест. Лужноземельні метали. Кальцій, знаходження у природі, добування та застосування. Властивості Кальцію. Оксид і гідроксид Кальцію. Вапно. Гіпс. Алебастр. Твердість води та методи її усунення.

Елементи підгрупи Цинку. Цинк, фізичні і хімічні властивості. Сполуки цинку, їх властивості та застосування. Кадмій та ртуть, їх сполуки. Біологічна роль елементів ІІ групи та їх сполук.

Короткі теоретичні відомості

Стан будь-якого електрона в атомі можна описати за допомогою чотирьох квантових чисел. Для цього використовують головне, побічне (орбітальне), магнітне (азимутальне) та спінове квантові числа. *Головне квантове число (n)* характеризує енергію і розміри електронної орбіталі і може набувати значень від 1 до ∞ . *Побічне (орбітальне) квантове число (l)* визначає форму атомної орбіталі. Набуває значення за формулою: $l=n-1$. *Просторове розміщення орбіталі визначає магнітне (азимутальне) квантове число (m_l)*. Набуває значення за формулою: $m_l=\pm l$. *Спінове квантове число (m_s)* визначає можливість обертання електрона навколо своєї осі (аналогічно з добовим обертанням Землі).

Принцип Паулі: в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел.

Правилом Гунда: сумарне спінове число електронів певного підрівня повинно бути максимальним.

Перше правило Клечковського: при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей із меншим значенням суми головного та орбітального квантових чисел ($n + l$) до орбіталей із більшим значенням цієї суми.

Друге правило Клечковського: при однакових значеннях суми ($n+l$) заповнення електронних орбіталей відбувається послідовно у напрямі зростання головного квантового числа n .

Друга група Періодичної системи елементів складається з двох підгруп: А-підгрупи – Берилій, Магній, Кальцій, Стронцій, Барій, Радій, і В-підгрупи – Цинк, Кадмій, Меркурій. Елементи Кальцій, Стронцій, Барій називаються лужноземельними металами. Елементи В-підгрупи II групи є металами.

Ra – є штучним радіоактивним елементом, одержаним під час ядерних реакцій. Берилій та магній не належать до лужноземельних металів, оскільки за своїми властивостями вони помітно відрізняються від лужноземельних металів: берилій за реакційною здатністю більше походить на алюміній, а магній окремими властивостями нагадує літій, а деякими іншими – цинк.

Метали ІІА-підгрупи – це речовини, що мають більшу твердість і меншу активність, ніж лужні метали. У межах ІІА-підгрупи хімічна активність металів зростає згори вниз, причому, за багатьма своїми показниками різко виділяється берилій.

Берилій та магній покриті оксидною плівкою і не змінюються на повітрі. Завдяки хімічній активності та для запобігання взаємодії з повітрям лужноземельні метали зберігають у запаєних ампулах під шаром гасу чи вазелинового масла. При внесенні у вогонь деякі лужноземельні метали дають характерне забарвлення: кальцій – темно-оранжеве, барій та радій – темно-червоне, стронцій – блідо-зелене.

Кадмій за своїми властивостями ближчий до Цинку. Обидва метали мають високу хімічну активність, у сполуках виявляють ступінь окиснення +2. *Ртуть* – за звичайних умов важка рідина металічного кольору, не змочується водою. сплави металів із ртуттю називають амальгамами.

Біологічна роль. Магній та кальцій входять до числа біогенних елементів. Кальцій формує скелет людини та зубну тканину. Йони кальцію беруть участь у передачі нервових імпульсів, скороченні м'язів. Тривала відсутність кальцію в раціоні може викликати сонливість, судоми, біль у суглобах, дефекти росту. Більш глибокий дефіцит призводить до постійних м'язових судом та остеопорозу. Надлишкові дози кальцію та вітаміну Д можуть викликати гіперкальцемію, інтенсивну кальцифікацію кісток та тканин, порушення функціонування м'язових та нервових тканин, підвищують згортання крові.

Сполуки магнію містяться в зубній емалі, кістках, м'язах, печінці. Йони магнію входять до складу ферментів. Магній необхідний зеленим рослинам, тому що входить до складу хлорофілу.

Сполуки берилію, стронцію, барію та радію є високотоксичними! Найтоксичнішими є сполуки берилію (мають загальнотоксичну, канцерогенну, сенсibiliзуючу, ембріотоксичну дію, розчинні сполуки мають також подразнюючу дію). Стронцій, схожий за властивостями на кальцій, заміщує його у кістках. Радіоактивний ізотоп стронцію Sr^{127} , що утворюється під час ядерних вибухів, призводить до ураження кісткового мозку, викликає розвиток раку кісток. Розчинні сполуки барію при гострому отруєнні призводять до ураження міокарду, нервової системи, судин, печінки, при хронічному – кісткової тканини та кісткового мозку, статевих залоз, печінки. Радій небезпечний як α -випромінювач.

Цинк – необхідний мікроелемент. В організмі дорослої людини міститься біля 2 г Zn, який концентрується головним чином у м'язах, печінці, підшлунковій залозі. Цинк входить до складу більше 40 дуже важливих ферментів (наприклад, інсуліну, тестостерону, алкогольдегідрогенази).

У надмірних кількостях цинк токсичний. Джерелом забруднення харчових продуктів цинком може бути оцинкована тара, яка використовується не за призначенням, зокрема, для зберігання продуктів, які містять у своєму складі кислоти. Надлишок цинку в їжі може викликати кишково-шлункові розлади, анемію, негативно діяти на центральну нервову систему. Оцинковані метали можна використовувати лише для виготовлення полицок для зберігання продуктів або крючків чи інших предметів, які не знаходяться у безпосередньому контакті з вологими харчовими продуктами. Пил цинку та його оксиду викликає захворювання дихальних шляхів.

Меркурій у незначних кількостях необхідний для нормальної життєдіяльності організму, бере участь у процесах дезинтоксикації. *Кадмій та ртуть* високотоксичні, що пов'язано із взаємодією іонів цих металів із сульфуром сульфогідридних груп білків. Hg і Cd - токсиканти.

Розчинні сполуки *Кадмію* уражують центральну нервову систему, печінку та нирки, порушують фосфорно-кальцієвий обмін. Хронічне отруєння призводить до анемії та руйнування кісток.

Ртуть викликає денатурацію білків. Сама металева ртуть не є отрутою, про що свідчить застосування її в минулому у медичній практиці. Однак вдихання парів ртуті складає серйозну небезпеку – уражується нервова система, печінка, нирки, шлунково-кишковий тракт, дихальні шляхи.

Жорсткість води. Природна вода, яка містить розчинені гідрокарбонати кальцію та магнію, називається жорсткою. Одиниці вимірювання даної величини мг-екв Ca^{2+} , Mg^{2+} дм³ води.

Тимчасова жорсткість води зумовлюється наявністю в ній $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, а іноді – ще й $Fe(HCO_3)_2$, тому таку жорсткість називають ще гідрокарбонатною. Її усувають простим кип'ятінням води, внаслідок чого розчинні гідрокарбонати розкладаються і випадають в осад у вигляді

Барію. Записати відповідні спостереження. Сполуки Mg^{2+} і Be^{2+} не забарвлюють полум'я.

Дослід 2. Термічний розклад Кальцій карбонату.

Шматок мармуру затиснути у тигельні щипці і прожарити кілька хвилин у зовнішній зоні полум'я пальника. Після охолодження мармур покласти у фарфорову чашку, додати кілька крапель води і краплю фенолфталеїну. Спостерігають тепловий ефект при додаванні води і забарвлення фенолфталеїну. Чим пояснити зміну забарвлення індикатора?

Дослід 3. Добування карбонатів та сульфатів лужноземельних металів. У пробірку налити 2-3 см³ розбавленого розчину Кальцій хлориду, додати такий самий об'єм Натрій карбонату, нагріти до кипіння і залишити осад відстоятися. Аналогічно одержати карбонати Стронцію та Барію. Зробити висновок про розчинність відповідних солей. Записати рівняння відповідних реакцій та спостереження.

Дослід №4. Горіння магнію.

Невеликий шматочок магнієвої фольги тигельними щипцями внести у верхню частину полум'я газового пальника. Магній спалахує і горить яскравим полум'ям з утворенням магній оксиду (порошок білого кольору). Внести отриманий магній оксид в пробірку з дистильованою водою, попередньо помістивши туди краплину розчину фенолфталеїну, і добре перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Що при цьому спостерігається? На які властивості магній оксиду вказує зміна забарвлення індикатора? Записати рівняння всіх проведених реакцій.

Дослід 5. Взаємодія магнію з кислотами.

У чотири пробірки покласти по шматку магнієвої стрічки і прилити по 1-2 см³ розбавлених розчинів хлоридної, сульфатної, ацетатної і нітратної кислот. Яке положення займає Магній у ряді напруг? Напишіть рівняння відповідних реакцій і спостереження.

Дослід 6. Реакції розчинів хлоридів Магнію і Барію.

В одну пробірку налити 2-3 см³ розбавленого розчину $MgCl_2$, а в другу – стільки ж розчину $BaCl_2$, у кожний розчин занурити по смужці лакмусового папірця. Спостерігають забарвлення лакмусу. Чим його пояснити? Записати рівняння гідролізу вказаних солей.

Дослід 7. Відношення цинку до кислот і лугів.

а) В окремих пробірках дослідити дію розбавленої і концентрованої хлоридної кислоти на цинк. Чи є різниця в реакціях? Напишіть рівняння реакцій;

б) Аналогічний дослід проведіть з розбавленою і концентрованою сульфатною кислотою. Пробірку з концентрованою кислотою нагріти. Які речовини утворилися? Напишіть рівняння реакцій;

в) Дослідити дію концентрованої нітратної кислоти на цинк. Напишіть рівняння реакцій;

г) У пробірку зі шматочком цинку прилийте концентрованого розчину їдкого натру. Обережно нагрійте. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 8. Добування аміачних комплексів Цинку і Кадмію.

У пробірку налити 2-3 см³ Цинк хлориду і додати краплями розчин амоніаку до утворення білого осаду. Розчин з осадом розлити у дві пробірки. В одну пробірку прилити розчин амоніаку, а в другу – розчин Амоній хлориду до розчинення осадів.

Аналогічно провести дослід з розчином солі Кадмію.

Записати відповідні рівняння реакцій та спостереження.

Дослід 9. Дія лугу на розчини солей металів підгрупи Цинку.

У дві пробірки налити розчини солей Цинку та Кадмію. Додати краплями розчин лугу до утворення осаду. Розчин з осадом розділити в дві пробірки: до однієї пробірки додати надлишок лугу, до іншої – надлишок сульфатної кислоти. Відмити розчинність добутих осадів у різних середовищах. Записати відповідні рівняння реакцій та спостереження.

Приклади тестових завдань

1. Яке квантове число визначає форму атомної орбіталі?
А) головне; Б) орбітальне; В) магнітне; Г) спінове.
2. Яке квантове число характеризує енергію атомної орбіталі?
А) головне; Б) орбітальне; В) магнітне; Г) спінове.
3. Який хімічний елемент не відноситься до лужноземельних?
А) Ca; Б) Ba; В) Be; Г) Sr.
4. Сполуки якого хімічний елемента дуже отруйні?
А) Ca; Б) Ba; В) Be; Г) Mg.
5. Який метал знаходиться у рідкому стані?
А) Zn; Б) Cd; В) Be; Г) Hg.
6. Яка з речовин обумовлює тимчасову твердість води?
А) Ca(HCO₃)₂; Б) MgCO₃; В) MgCl₂; Г) CaSO₄.
7. Яка з речовин обумовлює постійну твердість води?
А) Ca(HCO₃)₂; Б) Ba(OH)₂; В) MgCl₂; Г) BaCl₂.

Тема 4 ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. БОР І АЛЮМІНІЙ

Мета: Вивчити умови утворення та види хімічного зв'язку, розглянути випадки гібридизації атомних орбіталей. Вивчити водневий зв'язок та його вплив на властивості речовин. Розглянути електронну будову атомів бору та алмінію, вивчити способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості вказаних хімічних елементів, їх сполук. Перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.

Перелік питань для самопідготовки

Хімічний зв'язок. Поняття хімічного зв'язку і необхідні умови його утворення. Ковалентний зв'язок. Метод валентних зв'язків, його основні положення. Полярний і неполярний ковалентний зв'язок. Енергія і довжина зв'язку. Іонний зв'язок. Властивості іонного та ковалентного зв'язків. Способи перекривання електронних хмар, σ - і π - зв'язки. Гібридизація атомних орбіталей і будова молекул. Донорно-акцепторний та дативний механізми утворення ковалентного зв'язку. Водневий зв'язок і його вплив на властивості речовин. Металічний зв'язок.

Бор. Знаходження у природі і добування. Фізичні та хімічні властивості Бору. Бориди і борани. Борний ангідрид і борна кислота. Найважливіші сполуки Бору та їх застосування. Бор як мікроелемент в сільському господарстві, борні добрива. Бура, її використання в процесах паяння та зварювання металів. Біологічна функція Бору та його сполук.

Алюміній в природі, його добування і застосування. Фізичні та хімічні властивості Алюмінію. Оксид і гідроксид Алюмінію, їх добування та властивості. Сплави Алюмінію. Галуни. Алюмотермія. Застосування Алюмінію та його сполук у різних галузях промисловості. Біологічна роль Алюмінію та його сполук.

Короткі теоретичні відомості

Хімічний зв'язок — зв'язок між атомами у молекулі, або йоні. Розрізняються такі основні види хімічного зв'язку: ковалентний (полярний і неполярний), іонний, металічний і водневий. Тип хімічного зв'язку визначається будовою атомів хімічних елементів, які його утворюють. Хімічний зв'язок характеризується енергією, довжиною зв'язку, які визначають його міцність, направленість та валентним кутом. Відстань, на якій сили притягання і відштовхування між атомами урівноважуються і система досягає мінімального енергетичного стану, називається *довжиною зв'язку*. Утворення хімічного зв'язку між атомами супроводжується вивільненням певної кількості енергії, яка називається *енергією зв'язку*. Енергія зв'язку залежить від кратності зв'язку.

Ковалентний зв'язок утворюється за рахунок спільних електронних пар різних атомів. Якщо спільні електронні пари локалізовані однаково по всій

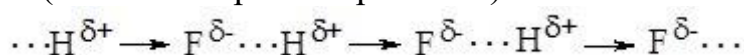
довжині зв'язку між атомами елементів, такий зв'язок називається *ковалентним неполярним*. Він утворюється між атомами, які мають однакову електронегативність. Здебільшого це прості речовини – неметали (наприклад: H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 тощо). Якщо спільні електронні пари зміщені до атома з більшою електронегативністю, такий зв'язок називається *ковалентним полярним*. Він характерний для більшості складних речовин, за винятком солей та оксидів лужних металів. Наприклад: H_2O , HCl , CO_2 , HNO_3 тощо.

Напрявленість хімічних зв'язків. Відповідно до методу валентних зв'язків хімічний зв'язок між атомами зумовлюється перекриттям s-, p-, d- і f-орбіталей, які (крім s-орбіталі) мають напрямленість у просторі. Оскільки електронні орбіталі мають різну форму і напрямленість, то їхнє взаємне перекриття може здійснюватись різними способами. Залежно від способу перекриття електронних орбіталей розрізняють (сигма) σ -, (пі) π - і (дельта) δ -зв'язки.

σ -Зв'язок (первинний) здійснюється в результаті перекриття електронних орбіталей вздовж лінії, яка з'єднує два ядра атомів. Характеризується однією областю перекривання орбіталей. Він може утворюватись за рахунок двох s-електронів, одного s- і одного p-електрона, двох p-електронів, двох d-електронів.

π -Зв'язок (вторинний) виникає в результаті перекриття електронних орбіталей по обидва боки від лінії, яка з'єднує ядра атомів (перпендикулярно до осі зв'язку). Характеризується двома областями перекривання орбіталей. π -зв'язок утворюється лише перекриванням p-, d- і f-орбіталей.

Водневий зв'язок виникає внаслідок електростатичної взаємодії між атомом Гідрогену, що має частково позитивний заряд, та атомами з близькою електронегативністю. Ці атоми зміщують на себе електронну густину, створюючи частковий позитивний заряд d^+ на атомах Гідрогену: $\text{H}^{d^+}\text{-F}^{d^-}$. Диполі кількох полярних молекул взаємодіють між собою з утворенням водневих зв'язків (позначені трьома крапками):



Йонний зв'язок утворюється між атомами, електронегативність яких дуже відрізняється (NaCl , K_2S , CaF_2 , тощо). Це солі та оксиди лужних металів.

Металічний зв'язок характерний для металів. Він утворюється за рахунок взаємодії йонів металів та вільних електронів, які утворюють електронні хмари, що обслуговують іони металів.

Бор – перший елемент IIIA групи періодичної системи, неметал. Може існувати у двох різних модифікаціях: кристалічній (схожий на метал) та аморфній. Чистий бор сірувато–чорного кольору, тугоплавкий ($T_{\text{пл.}}=2347\text{K}$). Він має густину $2,34 \cdot 10^{-3} \text{ кг/м}^3$. За твердістю бор поступається лише алмазу і нітриду бору (BN). По міцності чистий кристалічний бор не поступається алмазу.

За хімічними властивостями кристалічний і аморфний бор різко відрізняються один від одного. На кристалічний бор діє тільки гарячий розчин суміші концентрованої нітратної та сульфатної кислот. У звичайних

умовах кристалічний бор дуже інертний і реагує тільки з концентрованими окиснюючими агентами. Аморфний бор більш активний. При високих температурах в інтервалі 673 – 973°K він взаємодіє з киснем, хлором, сіркою. Вище 1173°K з азотом утворює нітрид — високоякісний матеріал для виготовлення вогнетривів. Кристалічний бор не реагує навіть з киплячими лугами. Аморфний бор поступово розчиняється у розчинах лугів з утворенням відповідних метаборатів.

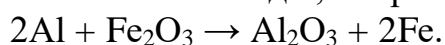
Бор утворює ряд молекулярних гідридів, які називають боранами. Найпростіший бороводень — боран (BH₃) — у звичайних умовах не існує і димеризується у диборан. Диборан (B₂H₆) — газ, інші гідриди — рідкі чи тверді речовини, з характерним неприємним запахом, дуже токсичні. За способом добування і властивостями борани дещо нагадують силани. Бор безпосередньо не взаємодіє з воднем, тому його гідриди одержують непрямими методами.

Біологічна роль бору та його сполук. Відомо, що сполуки бору приймають участь у вуглеводно-фосфорному обміні речовин. Але у зв'язку із загальною токсичністю, їх використовують лише зовнішньо як антисептичні та протизапальні засоби. Найбільше значення має борна кислота, яка виявляє слабкі дезинфікуючі властивості, тому у вигляді спиртових розчинів, очних і вушних крапель, мазей її використовують в офтальмології, дерматології та косметології. Тривале надходження ортоборної кислоти призводить до зниження апетиту, нудоти, появі висипань. Дуже отруйні борани, вони викликають токсичний набряк легенів, уражають нервову систему, нирки та печінку. Бор – важливий мікроелемент, необхідний для рослин.

Алюміній – найбільш розповсюджений метал, входить до складу багатьох мінералів (більше 250), найважливішими з яких є нефелін Na₃K[AlSiO₄]₄, каолін Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O, боксит Al₂O₃·H₂O, корунд Al₂O₃. Коштовні камені – рубін, сапфір – це кристали корунду, забарвлені домішками оксиду хрому (рубін) та оксидами титану і феруму (сапфір). Також Алюміній входить до складу польових шпатів, лищаку, глини тощо.

Алюміній хімічно активний елемент, легко розчиняється в розбавлених кислотах з утворенням солі і виділенням водню (якщо з його поверхні видалити оксидну плівку). Алюміній та його оксигеновмісні сполуки (оксид і гідроксид) проявляють амфотерні властивості. Алюміній на повітрі вкривається оксидною плівкою, яка підвищує його корозостійкість як матеріалу і робить алюміній хімічно інертним. Оксидна плівка посилюється при дії на метал концентрованими сульфатною та нітратною кислотами.

Завдяки високій спорідненості до кисню, реакція окиснення алюмінію супроводжується великою кількістю теплоти та використовується для відновлення багатьох металів з їхніх оксидів, наприклад:



Цей процес називається алюмотермією та використовується для отримання сплавів. З багатьма металами алюміній утворює інтерметаліди, наприклад, CuAl₂, Al₂CuMg тощо.

Застосування. Алюміній – другий (після заліза) метал за масштабами використання у сучасній техніці, як в чистому вигляді, так і у сплавах. Особливе значення має дюралюміній, силумін, авіаль. *Силумін* – сплав алюмінію (85-90%) з кремнієм (10-15%). За міцністю силуміни не поступаються сталі, але набагато легші і мають винятково високі ливарні властивості, широко застосовуються в металургії. *Дюралюмін* – це складний сплав: $\approx 4\%$ міді, 1% магнію, 1% кремнію, 1% мангану та 93% алюмінію. Дюралюмініи мають високу механічну міцність, за твердістю вони наближаються до сталі, але в 3 рази легші за неї. Це основний матеріал літакобудування. Великий вміст алюмінію йде на виготовлення дроту, фольги, еластичної упаковки.

Порошкоподібний алюміній використовують як сріблясту фарбу. Алюміній використовують для виготовлення дзеркал. Al_2O_3 має велике значення для виготовлення штучних рубінів і сапфірів, із яких роблять лазери і підшипники для точних механізмів. Сполуки алюмінію використовують у якості пігментів (наприклад, охра, умбра). Алюміній сульфат використовують для очистки води у якості коагулянту.

Біологічна роль Алюмінію та його сполук. Токсичність розчинних сполук алюмінію проявляється впливом на обмін речовин, особливо мінеральний, на функцію нервової системи, розмноження та ріст клітин. Довготривале вдихання пилу алюмінію призводить до фіброзування легеневої тканини. Сполуки алюмінію безпосередньо впливають на ядерний хроматин, змінюють активність ряду ферментів. Надлишок солей алюмінію знижує затримку в організмі кальцію, зменшує адсорбцію фосфору, що призводить до зниження вмісту АТФ та порушення процесів фосфорилування, одночасно збільшується в 10-20 разів вміст алюмінію у кістках, печінці, мозку, паразитовидній залозі. Порушується рухова активність, з'являються судоми, знижується пам'ять. Сполуки алюмінію мають також мутагенну дію.

Питання для самоперевірки:

1. Як у промисловості добувають алюміній та бор?
2. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
$$\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6].$$
$$\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{BCl}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times 10\text{H}_2\text{O}$$
3. Охарактеризуйте механізм утворення водневого зв'язку, його види. Наведіть конкретні приклади.
4. Вкажіть різницю між механізмами утворення ковалентного та іонного зв'язків.
5. Охарактеризуйте властивості ковалентного зв'язку.
6. Охарактеризуйте донорно-акцепторний механізм утворення хімічного зв'язку. Відповідь обґрунтуйте на конкретному прикладі.
7. Важить особливості металічного зв'язку.

Лабораторна робота № 4

Реактиви. Розчини лугів (NaOH), кислот (HCl, H₂SO₄, HNO₃), солей (Al₂(SO₄)₃, Hg(NO₃)₂, NH₄Cl, AlCl₃), метанол чи етанол, кристалічний тетраборат Натрію (Na₂B₄O₇·10H₂O), пластинки алюмінію, алюмінієва дротина, розчин індикатору фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, шліфувальний папір, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Одержання борної кислоти.

Налити у пробірку 5 см³ води, нагріти до кипіння, розчинити у ній 3,6 г бури (Na₂B₄O₇·10H₂O), прилити 2 см³ розчину сульфатної кислоти (1:1) і охолодити. Утворені білі кристали H₃BO₃ відфільтрувати, двічі промити на фільтрі невеликою кількістю холодної дистильованої води і на розгорнутому фільтрі просушити у сушильній шафі при температурі 100-105°С.

Дослід 2. Виявлення Бору у сполуках.

У фарфорову чашку внести кілька кристалів борної кислоти або бури (Na₂B₄O₇·10H₂O), прилити близько 1 см³ концентрованої сульфатної кислоти (каталізатор хімічної реакції) і стільки ж метанолу або етанолу. Суміш перемішати скляною паличкою і запалити. Зверніть увагу на забарвлення естеру борної кислоти. Запишіть рівняння утворення естеру.

Дослід 3. Гідроліз сполук бору.

Декілька кристалів бури розчинити у воді та додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Яка кислота утворюється при гідролізі бури? Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Взаємодія алюмінію з розчинами кислот і лугів.

В одну пробірку налити 2-3 см³ 2 н розчину хлоридної кислоти, а в другу – такий самий об'єм 2 н розчину їдкого натру. У кожен пробірку опустити приблизно по однаковому шматочку алюмінію. Спостерігають за швидкістю реакцій по інтенсивності виділеного газу. Запишіть відповідні рівняння реакцій та спостереження.

Дослід 5. Пасивування алюмінію.

У пробірку опустити алюмінієву дротину і прилити 2-3 см³ концентрованої нітратної кислоти. Через 10 хв. дротину добре промити водою і опустити у 2 н розчин HCl. При цьому HCl не взаємодіє з алюмінієм. Дротину промити і добре очистити її поверхню шліфувальним папером. Потім знову опустити у 2 н розчин HCl. Спостерігають розчинення алюмінію, що супроводжується виділенням водню. На основі спостережень роблять відповідні висновки. Записати рівняння хімічних реакцій.

Дослід 6. Амфотерні властивості Алюміній гідроксиду.

У пробірку налити 3-4 см³ розчину Алюміній сульфату (Al₂(SO₄)₃) і краплями додати розчин лугу (NaOH) до утворення білого осаду. Добутий осад перемішати і розділити у дві пробірки. В одну пробірку додати надлишок розчину лугу NaOH, а в другу – розчин соляної кислоти HCl до повного розчинення утворених осадів. Поясніть, чому розчиняється осад.

Дослід 7. Взаємодія очищеного алюмінію з киснем і водою.

Два шматки алюмінію очистити від оксидної плівки шліфувальним папером, а потім від жиру - кип'ятінням у етанолі. Алюміній помістити у фарфорову чашку і налити декілька крапель Меркурій (II) нітрату. Через 5 хв. промити алюміній водою, витерти фільтрувальним папером. Один шматок залишити на повітрі, а другий опустити у воду. Що спостерігається? Пояснити спостереження. Записати відповідні рівняння реакцій.

Дослід 8. Гідроліз солей Алюмінію.

а) до розчину хлориду та сульфату Алюмінію додати декілька краплин метилоранжу.

б) до розчину Алюміній сульфату прилити в одній пробірці розчин Натрій карбонату, а в другій - розчин Натрій сульфід.

Написати рівняння гідролізу даних сполук. Зробити висновки.

Приклади тестових завдань

1. Одна область перекривання електронних орбіталей характерна для?
А) σ -Зв'язок; Б) π -Зв'язок; В) δ -Зв'язок.
2. Напрявленість і насиченість – це властивості якого хімічного зв'язку?
А) іонного; Б) металічного; В) ковалентного.
3. Сполуки бору з воднем називаються:
А) бориди; Б) борани; В) борати.
4. Які властивості проявляють оксигеновмісні сполуки Алюмінію?
А) кислотні; Б) основні; В) амфотерні.
5. При взаємодії Al(OH)₃ із розчином NaOH у співвідношенні 1:3 утворяться:
А) Na[Al(OH)₄]; Б) NaAlO₂ і H₂O; В) Na₃[Al(OH)₆].
6. Яка концентрована кислота реагує з чистим Алюмінієм на холоді?
А) HCl; Б) HNO₃; В) H₂SO₄.
7. Алюмотермія – це взаємодія:
А) Al + Fe₃O₄ →; Б) Al + C →; В) Al₂(SO₄)₃ + NaOH →
Запишіть відповідне рівняння реакції і вкажіть суму коефіцієнтів у ньому.

Тема 5

ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА. КАРБОН І СИЛІЦІЙ

Мета: Вивчити закон діючих мас, розглянути фактори, які впливають на перебіг хімічних реакцій. Розглянути електронну будову атомів карбону та силіцію, вивчити способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості вказаних хімічних елементів, їх сполук. Розглянути біологічну роль сполук карбону та силіцію. Перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.

Перелік питань для самопідготовки

Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Залежність швидкості хімічних реакцій від природи реагуючих речовин, концентрації, температури, тиску. Правило Вант-Гоффа. Закон діючих мас. Енергія активації. Температурний коефіцієнт хімічної реакції. Каталіз і каталізатори. Гомогенний і гетерогенний каталіз. Механізм дії каталізатора. Оборотні і необоротні хімічні реакції. Хімічна рівновага. Константа рівноваги. Умови зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.

Карбон у природі. Алотропія Карбону. Фізичні та хімічні властивості Карбону. Карбіди. Діоксид Карбону і карбонатна кислота. Карбонати і гідрокарбонати. Одержання соди. Поташ.

Оксид Карбону (II), будова молекули і хімічні властивості. Фосген. Карбоніли. Сполуки Карбону з Сульфуром і Нітрогеном. Застосування, біологічна роль Карбону та його сполук.

Силіцій у природі. Добування і властивості Силіцію. Силіциди. Сполуки Силіцію з Гідрогеном і галогенами. Діоксид Силіцію. Силікатна кислота та її солі. Скло. Кераміка. Цемент. Біологічна роль та застосування Силіцію та його сполук.

Станум, Плюмбум та їх сполуки: знаходження у природі, добування, фізичні та хімічні властивості, застосування, біологічна роль.

Короткі теоретичні відомості

Основним поняттям хімічної кінетики є швидкість реакції. Відомо, що усі хімічні процеси відбуваються з різною швидкістю. Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції. *Гомогенними* називаються реакції, що протікають в однорідному середовищі. *Гетерогенними* називаються реакції, що протікають в неоднорідному середовищі, тобто між речовинами, що перебувають у різних фазах (твердій і рідкій, газоподібній і рідкій тощо).

Швидкість гомогенної реакції (V), яка відбувається в замкненому об'ємі при постійній температурі, називається фізична величина, що визначається зміною концентрації реагентів або продуктів реакції (ΔC) за одиницю часу (Δt). Математично це виражається наступною формулою $V = \Delta C / \Delta t$, де $\Delta C = C_2 - C_1$ є зміною концентрації реагуючих речовин (продуктів реакції) за певний проміжок часу $\Delta t = t_2 - t_1$.

Коли реакція відбувається в гетерогенній системі, то її швидкість залежить від площі стикання реагентів. У вираз швидкості гетерогенної хімічної реакції не входять значення концентрацій реагентів, що перебувають у твердій фазі, але враховуються концентрації рідких і газоподібних компонентів (іноді для останніх використовують значення парціального тиску).

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів, основними з яких є природа реагентів, агрегатний стан, концентрація, температура, наявність каталізатора, тощо.

Закон діючих мас (К. Гульдберг і П. Вааге, 1867 р., Норвегія): швидкість гомогенної хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добуткові концентрацій реагуючих речовин, які входять у рівняння швидкості реакції у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у відповідному рівнянні реакції (для рідких і газоподібних речовин).

Для реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ математично цей закон записується:

$$v = k[A]^a[B]^b,$$

де $[A]$, $[B]$ – концентрації речовин А, В (моль/дм³), а, b – стехіометричні коефіцієнти, k – константа швидкості (не залежить від концентрацій, а залежить від температури і природи реагентів).

Речовини, які прискорюють хімічні реакції, але самі при цьому не витрачаються, називають *каталізаторами*. Речовини, які уповільнюють швидкість хімічних реакцій, називають *інгібіторами*.

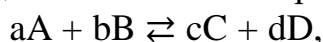
Правило Вант-Гоффа (1884 р.): при підвищенні температури системи на кожні 10 градусів швидкість більшості реакцій зростає в 2-4 рази.

Хімічні реакції можуть одночасно проходити у двох напрямках: утворення продуктів реакції (вправо-пряма реакція) і перетворення продуктів у вихідні речовини (вліво-зворотна реакція). Такі реакції називають *оборотними*. Наприклад, $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$. У стані хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотної реакцій однакові: $v_1 = v_2$ або $k_1 [H_2] [I_2] = k_2 [HI]^2$

Відношення констант прямої і зворотної реакцій називається константою хімічної рівноваги даної реакції:

$$K_{\text{рівн}} = k_1/k_2 = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

У загальному вигляді для гомогенної оборотної реакції:



константа хімічної рівноваги рівна $K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$, де $[A]^a$, $[B]^b$, $[C]$, $[D]$ – концентрації речовин А, В, С, D (моль/дм³), а, b, c, d – стехіометричні коефіцієнти.

При зміні концентрації, тиску, температури хімічна рівновага зміщується, згідно з *принципом Ле Шательє*: якщо змінюється хоч одна з умов, за яких система знаходиться у стані хімічної рівноваги, то рівновага зміщується у напрямку реакції, що зменшує цю зміну.

Карбон знаходиться в природі у вільному стані та в сполуках. Більша його частина входить до складу карбонатів CaCO_3 , MgCO_3 , нафти, природного газу, кам'яного і бурого вугілля. В атмосфері вуглець знаходиться у вигляді діоксиду вуглецю 0,03 %. У розчиненому стані діоксид вуглецю міститься в усіх природних водах. Велика роль вуглецю у живій природі. Тканини тварин і рослин складаються із сполук вуглецю. Рослини поглинають діоксид вуглецю і шляхом фотосинтезу утворюють життєво важливі складні органічні сполуки.

Карбон – типовий неметал. Існує у формі кількох алотропних модифікацій: алмаз, графіт, карбін.

Алмаз – прозора кристалічна речовина. У кристалічній ґратці алмазу атомні орбіталі Карбону перебувають у стані sp^3 -гібридизації і утворюють чотири міцні ковалентні зв'язки. Така будова зумовлює високу твердість і хімічну стійкість алмазу. Алмаз не проводить електричний струм. Без доступу повітря утворює іншу алотропну модифікацію Карбону – *графіт* – сіро-чорна речовина з металічним блиском. Дуже м'який, добре проводить електричний струм, тугоплавкий, хімічно інертний матеріал. У графіту шарувата кристалічна ґратка. Вугілля, сажа, кокс – форми існування графіту. *Карбін* – чорна дрібнокристалічна речовина, в природі не існує, її одержують штучно. У будь-якій алотропній формі вуглець не має смаку і запаху, тугоплавкий і нерозчинний у воді та органічних розчинниках (крім фулеренів).

За звичайної температури графіт хімічно інертний. При нагріванні реагує з неметалами (H_2 , F_2 , O_2 , N , S), металами, оксидами, кислотами. Утворює два оксиди: CO (несолетвірний) і CO_2 (солетвірний). CO дуже отруйний! У вільному стані карбонатна кислота H_2CO_3 невідома, оскільки вона нестійка і легко розкладається на воду та CO_2 . Проявляє дана кислота всі властивості кислот: взаємодіє з металами, які стоять в ряді напруг до водню, основними оксидами, основами та розчинними солями. Солі карбонатної кислоти погано розчинні у воді.

Завдяки здатності вуглецю утворювати полімерні ланцюжки, існує величезний клас сполук на основі вуглецю, яких значно більше, ніж неорганічних. Їх вивчає органічна хімія. Найбільші групи: вуглеводні, вуглеводи, білки, жири та ін.

Застосування Карбону та його сполук. Матеріали, що містять карбон, широко застосовуються в народному господарстві. Значна кількість коксу використовується при добуванні кремнію, для виробництва активованого вугілля. Вугілля різних видів застосовується для добування металів і карбідів.

Алмаз у промисловості застосовується для різання скла, шліфування металів та інших твердих матеріалів. Його великі прозорі відшліфовані кристали (діаманти) використовують для виготовлення ювелірних прикрас. Графіт добре проводить електричний струм і тепло, його використовують для виготовлення електродів, олівців і як мастило.

Графіт у формі вугілля завдяки пористій будові має високу адсорбційну здатність, яка сприяє використанню його у хіміко-фармацевтичній і медичній

практиці. Активоване вугілля використовують для очистки повітря в протигазах, видалення отруйних речовин з організму людини, очищення води тощо.

Важливе практичне значення мають різні карбонати. Карбонат натрію (сода) Na_2CO_3 застосовується у виробництві скла, мила і миючих засобів. Карбонат кальцію CaCO_3 є основним компонентом природних матеріалів: вапняку, крейди, мармуру, які широко застосовуються у будівництві. Крім того, він є сировиною для добування цементу, вапна.

Силіцій — неметал, хімічний аналог Карбону. Оксид SiO_2 , як і оксид карбону CO_2 , кислотний. Однак з водою він не взаємодіє, тому що відповідна йому силікатна кислота H_2SiO_3 (або H_4SiO_4) у воді нерозчинна. Цей неметал - другий за розповсюдженням у природі після Оксигену елемент періодичної системи. У вільному стані у природі не зустрічається. Земна кора більше ніж наполовину складається з кремнезему SiO_2 , силікатних і алюмосилікатних порід. У сполуках з киснем та іншими неметалами виявляє ступінь окиснення +4, рідше +2, у сполуках з воднем -4. Хімічна активність силіцію дуже залежить від стану його поверхні. Аморфний силіцій значно легше вступає в хімічну взаємодію, ніж кристалічний.

Оксид кремнію (IV) SiO_2 (діоксид кремнію, кремнезем) - тверда тугоплавка речовина, широко розповсюджена в природі в двох видозмінах:

1) кристалічний кремнезем - мінерал кварц і його різновиди (гірський криштал, агат, пісок, кремін);

2) аморфний кремнезем - мінерал опал, діатоміт, трепел, або інфузорна земля. SiO_2 є кислотним.

Під час його сплавлення з лугами, карбонатами лужних металів або основними оксидами утворюються солі кремнієвої кислоти – силікати. Розчини силікатів натрію та калію називають рідким склом, яке одержують сплавленням кварцового піску з содою.

Скло — це твердий прозорий матеріал. Найпоширенішим є силікатне скло, основний компонент якого є SiO_2 . Сировиною для виробництва звичайного скла є сода Na_2CO_3 , вапняк CaCO_3 і пісок SiO_2 .

Кислоти, крім фтороводневої, не діють на оксид кремнію (IV). Під час взаємодії фтороводневої кислоти з SiO_2 утворюється газоподібний фторид кремнію SiF_4 : $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Цю реакцію використовують для нанесення надписів на склі. Силікатні кислоти ($n\text{H}_2\text{SiO}_3$) нестійкі і в водних розчинах вони поліконденсуються з утворенням полісилікатних кислот.

Вироби з глини називають *керамікою*, а керамічне виробництво — гончарним. Найпоширеніша кераміка та, що складається з різних оксидів, у тому числі — оксиду силіцію(IV) SiO_2 . Із керамічних виробів важливе значення мають порцеляна і фаянс.

Порцеляна — один із видів тонкої кераміки — білий матеріал, складається в основному з SiO_2 , Al_2O_3 і K_2O . Як сировину для добування порцеляни використовують білу глину — каолін, кварцовий пісок і польовий шпат ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$). Порцеляна має невелику пористість, через що вона водо- і газонепроникна, доволі високу механічну міцність і термостійкість,

електроізоляційні властивості. З неї виготовляють санітарно-технічні вироби, електроізолятори, предмети побуту і художні вироби.

Фаянс — керамічний матеріал, схожий на порцеляну, покритий тонкою склоподібною плівкою — поливою. Містить ті самі компоненти, що й порцеляна, але в інших співвідношеннях. Із фаянсу виготовляють облицювальну плитку, посуд, художні вироби.

Велика група спеціальних керамічних виробів використовується у будівництві. З кераміки виготовляють цеглу, панелі для стін, плитку для підлоги, черепицю, труби, а також глиняний посуд, горщики для квітів.

Цемент являє собою сірий порошок, який складається із силікатів та алюмінатів кальцію, що під час змішування з водою швидко висихає і твердне, перетворюючись на каменеподібну масу.

Використання Si та його сполук. Кремній використовують для одержання різних сплавів. Сталь з масовою часткою кремнію 4% (електротехнічна сталь) використовується для виготовлення трансформаторів, двигунів, генераторів завдяки тому, що вона легко намагнічується та розмагнічується. Зі сталі з масовою часткою кремнію 16% і більше (кислотостійка) виготовляють апарати для хімічної промисловості. Кристалічний кремній як напівпровідник використовується в радіо та електротехніці. З кремнію виготовляють сонячні батареї.

Біологічна роль та токсикологія. Карбон – основа всіх органічних речовин. CO₂ відіграє значну роль у біологічних процесах. Він бере участь у фотосинтезі. Високий вміст *вуглецю* в атмосферних аерозолях призводить до підвищення захворюваності населення, особливо верхніх дихальних шляхів та легенів. Професійні захворювання – в основному антракоз та пиловий бронхіт. *Оксид карбону (II) або чадний газ CO*, утворюється при неповному згоранні палива, взаємодіє з гемоглобіном крові, з утворенням комплексної сполуки, яка не здатна переносити кисень до тканин, а також сприяє відкладенню ліпідів (жирових бляшок) на стінках коронарних судин, що спричиняє розвиток атеросклерозу. *Оксид карбону (IV) або вуглекислий газ* нетоксичний, при невисоких концентраціях збуджує дихальний центр, при дуже високих – пригнічує його, має наркотичну дію, подразнює шкіру та слизові оболонки.

Сполуки *кремнію* є нетоксичними, але небезпечним є вдихання як високодисперсних частинок силікатів, так і кремній діоксиду – це призводить до виникнення небезпечної хвороби силікозу (руйнування легеневої тканини).

Металічне *олово* є нетоксичним. Довготривала дія пилу олова призводить до пневмоконіозу (так званий станоз). Гостре отруєння сполуками олова характеризується головними болями, болями у животі, розладами зору, схудненням, у деяких випадках спостерігаються психічні розлади. Небезпеку складає збільшення вмісту олова в консервованих продуктах та напоях, що може бути спричинене корозією та вимиванням металу з тари. Корозія підсилюється за наявності нітратів у продуктах харчування, тривалому зберіганні, підвищених температурах тощо.

Сполуки *п्लомбуму* є надзвичайно токсичними. Вони призводять до пригнічення дії ферментів окислювально-відновних процесів, викликають злоякісні пухлини; розклад клітин головного мозку, мають мутагенну дію та негативно впливають на репродуктивну функцію людини.

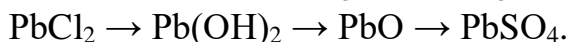
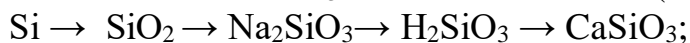
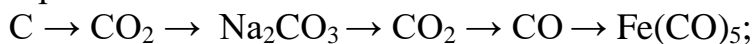
Питання для самоперевірки:

1. У системі $\text{CaCO}_3(\text{т}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H_0 > 0$, встановилася рівновага. Зміною яких параметрів можна досягти зміщення рівноваги у бік утворення CaO ?

2. Розгляньте будову атомів та можливі валентні стани елементів IV групи. Які ступені окиснення проявляють елементи в сполуках?

3. Проілюструйте за допомогою рівнянь реакцій хімічні властивості оксидів карбону та кремнію.

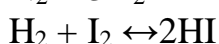
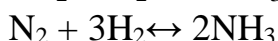
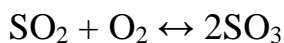
4. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



5. Як у промисловості використовуються сполуки кремнію?

6. Охарактеризуйте алотропні модифікації Карбону? Чим обумовлена висока твердість та хімічна стійкість алмазу?

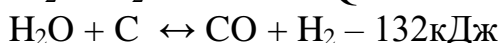
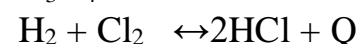
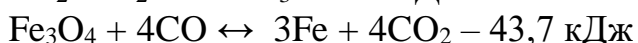
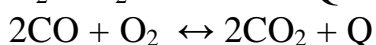
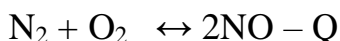
7. Запишіть математичний вираз закону діючих мас для наступних процесів:



8. Які реакції називаються оборотними? Наведіть приклади. Дайте пояснення термінам: динамічна хімічна рівновага і зміщення хімічної рівноваги.

9. Вкажіть типи каталітичних процесів, залежно від агрегатного стану каталізатора.

10. Як вплине на стан хімічної рівноваги у системах:



а) збільшення концентрації реагуючих речовин;

б) збільшення концентрації продуктів реакції;

в) підвищення температури?

11. Якими методами добувають силікатну кислоту?

12. Якими способами можна добути окиди карбону? Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Лабораторна робота №5

Реактиви. Розчини лугів (NaOH, Ca(OH)₂), кислот (HCl, H₂SO₄, щавелевої), солей (Na₂S₂O₃, KMnO₄, MnSO₄, FeCl₃, KSCN, KCl, CuSO₄, (NH₄)₂SO₄, Na₂CO₃, NaHCO₃, Na₂SiO₃), кристалічні солі: NH₄Cl, KCl, NaHCO₃, Na₂CO₃, CaCO₃, шматочки крейди та мармуру, розчин індикатору фенолфталеїну та метилоранжу, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, мірний циліндр, секундомір, три стаканчики на 50см³, два термостійкі стакани на 100 см³, термометр до 60-100°C, електроплитка, газовідвідна трубка з пробкою, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. Налити в три пробірки або стаканчики 0,5 н розчину Натрій тіосульфату, відмірявши його точно за допомогою мірного циліндра або піпетки, в першу – 5 см³, а в другу – 10 см³, в третю – 15 см³. Додати в першу пробірку 10 см³, а в другу – 5 см³ дистильованої води. У кожній пробірці буде по 15 см³ розчину Натрій тіосульфату (рис. 5.1.), співвідношення між концентраціями якого дорівнюватиме 1 : 2 : 3.

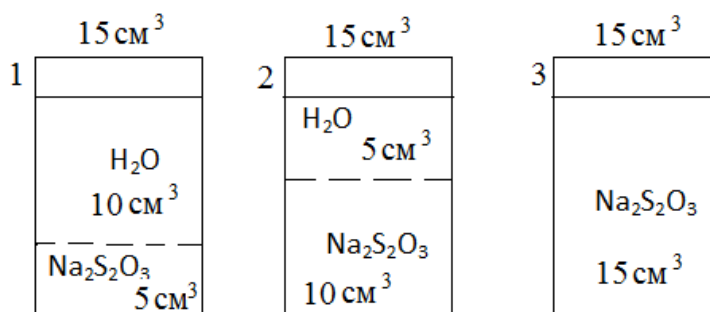


Рис. 5.1. Вміст стаканів з різними концентраціями розчинів тіосульфату Натрію.

Відміряти 10 см³ 0,5 н розчину сульфатної кислоти, прилити в першу пробірку з розчином Натрій тіосульфату і одночасно включити секундомір. Злегка перемішувати. Внаслідок взаємодії між речовинами утворюються елементарна сірка, яка виділяється з розчину у вигляді каламуті.



За показами секундоміра точно зафіксувати, через скільки секунд появиться каламуть. Проробити те саме з розчином Натрій тіосульфату в другій і в третій пробірках. Результати досліду записати за такою формою:

№ проби	Об'єм розчину, см ³		Концентрація Na ₂ S ₂ O ₃ , C=a/(a+b)	Час (t) появи каламуті, с	Швидкість реакції V=C/t
	Na ₂ S ₂ O ₃ (a)	H ₂ O (b)			
1.					
2.					
3.					

Залежність швидкості реакції від концентрації розчину зобразити графічно.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції.

Налити в стакани по 3 см³ 0,5 н розчину Натрій тіосульфату, долити такий самий об'єм 0,5 н розчину сульфатної кислоти. За показами секундоміра зафіксувати час в секундах, за який з'явиться каламуть в розчині. Запишіть температуру в приміщенні.

Проробити те саме при температурах, які на 10°C та 20°C вищі, ніж температура в приміщенні. Для цього пробірки з розчинами помістити в підігріту до відповідної температури воду, і лише після їх нагрівання провести дослід.

Результати експерименту записати за такою формою:

№ проби	Об'єм розчину, см ³		Температура дослід, °C	Час (t) появи каламуті, с	Швидкість реакції V=l/t
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O			
1.					
2.					
3.					

На основі даних експерименту побудувати графік залежності швидкості реакції від температури.

Дослід 3. Вплив каталізатора на швидкість реакції.

Налити у дві пробірки по 3 см³ розчину щавелевої кислоти або її солі й підкислити розбавленою сульфатною кислотою. Долити в одну з них порціями по 0,5 см³ розбавленого розчину Калій перманганату. Кожну наступну порцію додавати після знебарвлення попередньої. Зафіксувати час, за який знебарвлюється кожна нова порція розчину. Зверніть увагу на те, що перша порція знебарвлюється дуже повільно, а наступні – значно швидше. Прискорення реакції з часом її перебігу зумовлюється каталітичною дією іонів Mn²⁺, які утворюються під час реакції.

Дослід 4. Швидкість реакції в гетерогенних системах.

Налити у дві пробірки по 3-4 см³ розчину хлоридної кислоти. Вибрати два однакових шматки крейди і один з них розітріть в ступці до стану порошку. Потім одночасно в одну пробірку висипати порошок, а в другу – кинути шматок крейди. У якій пробірці реакція проходить швидше? Чому? Записати рівняння реакції.

Дослід 5. Хімічна рівновага.

У стакан налити 20 см³ води і додати по 1-2 краплі насичених розчинів FeCl₃ та KSCN. Забарвлений в червоний колір розчин розлити порівну у чотири пробірки. Скласти рівняння оборотної реакції і записати вираз константи рівноваги при наступних умовах:

- 1) в одну пробірку додати 2-3 краплі насиченого розчину FeCl₃ (що спостерігається?);
- 2) у другу пробірку прилити 2-3 краплі насиченого розчину KSCN (що спостерігається?);

3) у третю пробірку додати трохи кристалічного KCl, сильно збовтати (що спостерігається?).

Порівняти забарвлення розчинів у пробірках. Дати пояснення. Записати спостереження.

Дослід 6. Вуглекислий газ та його властивості.

У пробірку помістити декілька невеликих шматочків мармуру, додати 5 см³ розведеної хлоридної кислоти. Пробірку з сумішшю закрити корком з газовідвідною трубкою. В іншу пробірку налити дистильованої води, додати 2-3 краплі метилоранжу. Воду з останньої пробірки (з індикатором) розлити у дві пробірки, одну залишити для контролю, а в іншу опустити газовідвідну трубку. Чому змінюється колір води? Запишіть спостереження та рівняння реакції.

Дослід 7. Гідроліз солей карбонатної кислоти.

А) Дослідити за допомогою індикаторного паперу реакцію розчинів Натрій гідрогенкарбонату та карбонату.

Б) У пробірки з розчинами Купрум сульфату та Амоній сульфату додати розчин соди і дослідити за допомогою індикаторного паперу. Записати спостереження та рівняння реакції.

Дослід 8. Властивості солей карбонатної кислоти.

А) У три сухі пробірки помістити по 0,5 г сухих солей: NaHCO₃, Na₂CO₃, CaCO₃. Кожну пробірку по черзі закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустити в пробірку з вапняною водою. Пробірку з речовиною нагріти. Які солі вугільної кислоти не розкладаються при нагріванні?

Б) По 0,5 г тих самих солей обробити у пробірках розчином 2 н хлоридної кислоти. Чи всі солі розчиняються у кислоті? Записати спостереження та рівняння реакцій.

Дослід 9. Гідроліз солей силікатної кислоти.

У пробірку налити 2-3 см³ Na₂SiO₃ і додати в неї 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Як змінився колір? Чому? Записати спостереження та рівняння процесу гідролізу.

Приклади тестових завдань

- Залежність швидкості хімічної реакції від температури описується?
А) правилом Вант-Гоффа; Б) Законом діючих мас; В) енергією активації.
- Як називають речовини, які сповільнюють перебіг хімічних реакцій?
А) каталізatori; Б) інгібітори; В) інертні.
- Яка алотропна форма Карбону проводить електричний струм ?
А) алмаз; Б) сажа; В) графіт.

4. Виберіть фактори, зміна яких призведе до зміни величини константи рівноваги:

- А) тиск;
- Б) температура;
- В) концентрація;
- Г) природа реагуючих речовин.

5. Вкажіть, в якому напрямку зміститься рівновага при збільшенні загального тиску в системі: $4\text{Fe}(\text{т}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т})$.

- А) вліво; Б) вправо; В) не зміститься.

6. Який із оксидів є формулою піску :

- А) CO_2 ; Б) SO_2 ; В) SiO_2 .

7. Від яких чинників не залежить швидкість хімічних реакцій в розчині?

- А) від природи реагуючих речовин;
- Б) від концентрації реагуючих речовин;
- В) від температури;
- Г) від об'єму реакційної ємкості.

8. Як зміниться швидкість газофазної елементарної реакції $\text{A} = 2\text{B}$ при збільшенні тиску в закритій ємкості в 3 рази?

- А) не зміниться;
- Б) зменшиться в 6 раз;
- В) збільшиться в 3 рази;
- Г) збільшиться в 9 разів.

9. За місяць до початку занять в школі, лаборант приготував водний розчин пероксиду водню з концентрацією $0,3 \text{ моль/дм}^3$. Колбу з розчином він випадково залишив закритою не герметично. Першого вересня вчитель хімії готував демонстраційний дослід і виявив (експериментально), що концентрація H_2O_2 в колбі зменшилася удвічі. Яка була середня швидкість реакції розкладання пероксида водню?

- А) $5 \times 10^{-3} \text{ моль}/(\text{дм}^3 \times \text{доб})$;
- Б) $16 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \times \text{хв})$;
- В) $1,6 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \times \text{хв})$;
- Г) $1,6 \text{ моль}/(\text{дм}^3 \times \text{доб})$.

Тема 6

ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. НІТРОГЕН. СОЛІ АМОНІЮ. ФОСФОР ТА ЙОГО СПОЛУКИ

Мета: Розглянути основні термодинамічні характеристики, навчитися визначати теплові ефекти та напрямок перебігу хімічних реакцій. Вивчити особливості електронної будови атомів Нітрогену та Фосфору, способи отримання простих речовин та складних сполук, типові фізичні та хімічні властивості цих елементів; вивчити особливості термічного розкладу солей амонію. Перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.

Перелік питань для самопідготовки

Термодинаміка як наука про перетворення різних форм енергії. Хімічна термодинаміка. Поняття системи. Ізольовані, закриті, відкриті системи. Параметри системи. Внутрішня енергія системи. Тепловий ефект хімічної реакції. Теплота утворення речовини. Термохімічні рівняння. Тепловий ефект хімічної реакції при сталому об'ємі і тиску. Ентальпія. Основи термохімії, закон Гесса і його значення. Ентропія. Енергія Гіббса. Зв'язок між ними. Напрямок перебігу хімічної реакції.

Нітроген. Знаходження у природі. Добування Нітрогену. Причини високої стійкості молекули азоту. Промисловий синтез амоніаку і його властивості. Солі амонію. Термічна стійкість солей амонію. Використання азоту та сполук амонію в медицині.

Фосфор у природі. Добування Фосфору. Алотропні видозміни Фосфору. Фізичні і хімічні властивості Фосфору. Застосування Фосфору. Сполуки Фосфору з Гідрогеном і галогенами. Оксиди Фосфору. Кислоти Фосфору. Ортофосфатна кислота, її добування і властивості. Дифосфатна кислота. Метафосфатні кислоти. Мінеральні добрива. Простий і подвійний суперфосфат. Преципітат. Амофос. Нітрофоска. Біологічна роль фосфору та його сполук.

Короткі теоретичні відомості

Хімічна термодинаміка вивчає взаємне перетворення різних видів енергії в формі теплоти або роботи під час перебігу хімічних реакцій в термодинамічних системах. *Термодинамічною системою* називають частину простору, фактично або умовно виділену з навколишнього середовища. Якщо між системою та середовищем здійснюється теплообмін або перенос маси, то така система називається *відкритою*. Якщо ж взаємодія між середовищем і системою відсутня, то така система називається *ізольованою*. Фізичні величини, що характеризують стан системи, називають параметрами. В термодинаміці застосовують три основних параметри: об'єм – V , тиск – P , температура – T . Будь-яка зміна параметрів системи називається *термодинамічним процесом*. Процес, що відбувається за сталої температури,

називають ізотермічним, за сталого об'єму – ізохорним, за сталого тиску – ізобарним.

У термодинаміці користуються також функціями від цих параметрів, такими як внутрішня енергія системи, ентальпія, ентропія тощо.

Внутрішня енергія системи ΔU – є сумою кінетичної енергії руху всіх часточок системи (електронів, атомів, тощо) та потенціальної енергії їх взаємодії (ядерної, хімічної тощо), за винятком енергії самої системи в цілому. Внутрішня енергія є функцією стану, тобто її зміна визначається тільки вихідним та кінцевим станами системи: $\Delta U = U_2 - U_1$. Ще однією функцією стану є *ентальпія* H , яка дорівнює сумі $U + PV$.

Теплота Q – це форма передачі енергії, що здійснюється внаслідок хаотичного руху молекул. Під час виконання *роботи* (A) енергія передається шляхом цілеспрямованого упорядкованого руху великої кількості молекул під дією зовнішніх сил.

Перший закон термодинаміки є окремим випадком закону збереження енергії і має декілька рівноцінних формулювань:

- енергія не зникає без сліду і не виникає з нічого, а тільки переходить з одного виду в інший або від однієї системи до іншої в строго еквівалентній кількості;
- в ізольованій системі загальний запас енергії є величина стала;
- вічний двигун I-го роду, тобто періодично діюча машина що виконує роботу, не витрачаючи при цьому енергії, неможливий.

I-й закон термодинаміки можна виразити аналітично: $\Delta Q = U + A$. Тобто теплота ΔQ , що надається системі, витрачається на збільшення її внутрішньої енергії U та роботу A , що виконується цією системою.

Тепловий ефект хімічної реакції – це кількість теплоти в кДж, що виділяється або поглинається під час перебігу хімічної реакції за умов сталого тиску або об'єму. Тепловий ефект реакції, що перебігає в системі за сталого об'єму і температури, дорівнює зміні внутрішньої енергії цієї системи: $Q_V = U_2 - U_1 = \Delta U$. У природі більшість хімічних реакцій перебігають за сталого тиску, який дорівнює зовнішньому атмосферному тиску. Тепловий ефект реакції, в такому випадку дорівнює зміні ентальпії системи під час перебігу цієї реакції: $Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$. Хімічні реакції, що перебігають з виділенням теплоти називаються *екзотермічними*, а реакції, що супроводжуються поглинанням теплоти з навколишнього середовища – *ендотермічними*.

Основний закон *термохімії* був встановлений *Г.І.Гессом*: «Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху перебігу реакції, а визначається лише початковим і кінцевим станом реагентів і продуктів реакції». *Наслідки з закону Гесса*: можна розраховувати теплові ефекти реакцій, тобто «Тепловий ефект реакції дорівнює різниці між сумами теплот утворення продуктів реакції і теплот утворення реагентів з урахуванням відповідних стехіометричних коефіцієнтів».

Теплота утворення – це тепловий ефект реакції утворення 1 моля сполуки з простих речовин за стандартних умов. *Теплота згоряння* – це тепловий ефект реакції взаємодії 1 моля сполуки з киснем за умов, що при згорянні речовин, які містять Карбон, Гідроген, Сульфур і Нітроген, утворюються відповідно CO₂, H₂O, SO₂ і N₂.

Ентропія (S) – це термодинамічна функція, яка є мірою непорядкованості і характеризує відносну імовірність стану системи.

Другий закон термодинаміки: в ізольованих системах самочинно перебігають тільки ті процеси, що супроводжуються зростанням ентропії.

Ентальпійний і ентропійний фактори, що відображають дві протилежні тенденції, не можуть бути вичерпним критерієм самочинного протікання процесів. Для ізобарно-ізотермічних процесів їх об'єднує функція, яка називається *енергія Гіббса ΔG*, яка дорівнює: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

Енергія Гіббса вимірюється в [кДж/моль].

Нітроген. За звичайних умов азот N₂ – газ без кольору, запаху і смаку, малорозчинний у воді. Міцний внутрішньомолекулярний зв'язок, невеликий розмір та неполярність молекули N₂ є причинами слабкої міжмолекулярної взаємодії, тому азот має низькі температури плавлення та кипіння (-210⁰С та -196⁰С відповідно).

У звичайних умовах N₂ – індиферентний газ, але практично всі леткі сполуки нітрогену – отруйні. *Аміак* подразнює слизові оболонки дихальних шляхів, очі, а у великих концентраціях збуджує центральну нервову систему. Подібну дію має *гідразин* N₂H₄, який крім того має ще гепатоксичну дію. *Кислотоутворюючі оксиди та нітрогенвмісні кислоти* мають подразнюючу дію, діють на центральну нервову систему. NO₂ викликає набряк легенів. Нітрити та нітрати переводять гемоглобін в метгемоглобін, сприяють розширенню судин та зниженню кров'яного тиску.

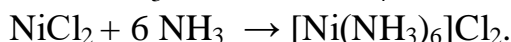
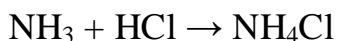
Амоній, його солі. Взаємодією простих речовин у промисловості отримують лише аміак NH₃ за реакцією: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$.

Промисловий синтез аміаку впровадив німецький хімік Ф. Габер і в 1918 році отримав за це Нобелівську премію.

Водний розчин аміаку проявляє властивості слабкої основи:



Взаємодіє з кислотами з утворенням солей амонію, а також може утворювати комплексні сполуки – аміакати:



Солі амонію характеризуються низькою термічною стійкістю, розкладаються при нагріванні до різних продуктів в залежності від захворювань м'язів, нервової системи, малокров'я); фосфати – в стоматології; радіоактивні ізотопи фосфору – для діагностики захворювань; променевої терапії пухлин

Питання для самоперевірки:

1. Розгляньте особливості будови атому Нітрогену та його валентних станів порівняно з Фосфором.
2. Складіть рівняння реакцій отримання фосфору, азоту, аміаку. Вкажіть умови їх проведення.
3. Вкажіть та охарактеризуйте алотропні видозміни Фосфору?
4. Які продукти термічного розкладу солей амонію? Відповідь аргументуйте.
5. Які реакції характерні для аміаку? Відповідь проілюструйте відповідними рівняннями реакцій.
6. Як у промисловості добувають фосфатну кислоту та фосфатні добрива?
7. Охарактеризуйте біологічну роль нітрогену, амонію та його солей?
8. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
$$\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{O}_2;$$
$$\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2.$$
9. Напишіть рівняння реакцій, за якими можна добути оксиди Фосфору. Вкажіть ступінь окиснення Фосфору в його оксидах.
10. Сформулюйте закон Гесса, вкажіть його наслідки.
11. Сформулюйте другий закон термодинаміки. Вкажіть його практичне значення.
12. Вкажіть термодинамічні умови самовільного перебігу хімічних процесів.

Лабораторна робота №6

Реактиви. Розчини NaOH, амоніаку (NH₄OH), кислот (HCl, H₃PO₄, HNO₃), солей (NaH₂PO₄, Na₂HPO₄, Na₃PO₄, CaCl₂, NH₄Cl, CH₃COONH₄, (NH₄)₂CO₃, (NH₄)₂Cr₂O₇), вапняна вода, кристалічний NH₄Cl і CaCl₂, порошок P₂O₅, розчин індикатору фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, газовідвідна трубка з пробкою, лабораторне скельце, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Одержання амоніаку.

Приготувати в ступці суміш із рівних по об'єму кількостей Амоній хлориду і гашеного вапна. Перенести суміш в пробірку з газовідвідною трубкою і нагріти суміш. До кінця трубки піднести лакмусовий папірець, змочений водою. Що спостерігається? Чому? Кінець газовідвідної трубки опустити в стакан з водою, в який додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Що спостерігається? Газ, що виділяється підпалити. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

Дослід 2. Якісна реакція на іони амонію.

У пробірку налейте 2-3 см³ розчину амонію хлориду, додайте стільки ж розчину лугу NaOH, нагрійте вміст пробірки майже до кипіння. Визначте запах газу, що виділяється, направляючи його до себе рухом долоні. До отвору пробірки піднесіть вологий лакмусовий папірець. Що спостерігає?

Поясніть спостереження. Запишіть рівняння реакції в молекулярній та йонних формах.

Дослід 3. Гігроскопічність Фосфор (V) оксиду.

На сухе скельце насипати трохи порошку P_2O_5 . Спостерігати як порошок поступово розпливається внаслідок поглинання вологи повітря.

Дослід 4. Термічний розклад солей амонію.

А) Термічна дисоціація Амоній хлориду.

У суху пробірку насипати трохи Амоній хлориду і нагріти. Що спостерігається? Пояснити дані явища. Записати рівняння реакції.

Б) Розклад амоній дихромату.

У порцелянову чашку помістити невеликою гіркою кристалічний амоній дихромат $(NH_4)_2Cr_2O_7$ і ввести в центр гірки палаючий сірник або скіпку. Спостерігайте розкладання солі, яке спочатку йде повільно, а потім прискорюється, зміну кольору й виділення газу. Запишіть спостереження, складіть рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром(III) оксид, азот і вода, вкажіть окисник і відновник.

Дослід 5. Гідроліз солей амонію.

У 3 пробірки налити по 2-3 см³ розчинів солей амоніаку: CH_3COONH_4 , NH_4Cl , $(NH_4)_2CO_3$. За допомогою універсального лакмусового папірця дослідити рН середовища. Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формах. Поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають рН \approx 7?

Дослід 6. Одержання солей ортофосфатної кислоти.

А) налити в пробірку вапняну воду і по краплям розчин ортофосфатної кислоти. Осад, що спочатку випадає, поступово зникає. Чому? Напишіть рівняння реакцій.

Б) до розчину Кальцій хлориду прилити розчин Натрій гідрофосфату. Що спостерігається? Дослідити розчинність осаду в хлоридній кислоті. Написати рівняння реакцій та спостереження.

В) до розчину ортофосфату Натрію прилити розчин нітрату Аргентуму. Що спостерігається? Записати відповідні рівняння реакцій.

Дослід 7. Гідроліз солей фосфатної кислоти.

У три пробірки налити розчини Натрій дигідрофосфату, гідрофосфату і фосфату. Дослідити розчини лакмусовим папером, зробити відповідні висновки. Написати рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі.

Дослід 8. Взаємодія Фосфору з нітратною кислотою (під тягою!)

Внести у пробірку невелику кількість червоного фосфору і долити 3-4 см³ концентрованої нітратної кислоти до повного розчинення фосфору.

Довести наявність утворення фосфатної кислоти. Написати рівняння відповідних реакцій.

Приклади тестових завдань

1. Вкажіть алотропну модифікацію Фосфору, що має токсичні властивості?
А) білий; Б) червоний; В) чорний.
2. Вкажіть речовину, яка є продуктом термічного розкладу NH_4NO_2 :
А) NO ; Б) NO_2 ; В) N_2 .
3. Вкажіть речовину, який є продуктом термічного розкладу NH_4Cl :
А) HCl ; Б) Cl_2 ; В) N_2 .
4. Самовільно протікає хімічний процес якщо ...?
А) $\Delta G > 0$; Б) $\Delta G < 0$; В) $\Delta G = 0$.
5. Який термодинамічний параметр характеризує загальний тепловміст системи?
А) ΔH ; Б) ΔG ; В) ΔS .
6. В екзотермічній реакції...
А) ентальпія реакційної системи підвищується ($\Delta H > 0$);
Б) тепловий ефект реакції негативний ($Q_p < 0$);
В) збільшується тиск реакційної системи;
Г) ентальпія реакційної системи зменшується ($H < 0$).
7. В ендотермічній реакції...
А) ентальпія реакційної системи підвищується ($\Delta H > 0$);
Б) тепловий ефект реакції негативний ($Q_p < 0$);
В) тепловий ефект реакції позитивний ($Q_p > 0$);
Г) швидкість реакції різко зменшується.
8. Тепловий ефект хімічної реакції при постійному тиску – це
А) кількість виділеної або поглинутої теплоти внаслідок взаємодії між собою строго визначених кількостей речовин;
Б) зміна внутрішньої енергії внаслідок хімічної реакції;
В) зміна ентальпії внаслідок хімічної реакції;
Г) робота, виконана в ході хімічної реакції.
9. Ізольовані системи з навколишнім середовищем...
А) обмінюються енергією, але не обмінюються речовиною;
Б) не обмінюються ні речовиною, ні енергією;
В) обмінюються речовиною, але не обмінюються енергією;
Г) обмінюються і енергією, і речовиною.

Тема 7

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. КИСНЕВІ СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ. НІТРИТНА ТА НІТРАТНА КИСЛОТИ, ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

Мета: Вивчити особливості перебігу окисно-відновних процесів, розглянути поняття: окисник, відновник, процес окиснення та процес відновлення. Вивчити способи отримання оксигеновмісних сполук Нітрогену, дослідити їх способи утворення та окисно-відновні властивості. Розглянути використання сполук Нітрогену в медицині та промисловості. Перевірити вміння проводити експеримент, визначати ступені окиснення елементів у складних сполуках, вивчити урівнювати хімічні рівняння реакцій методом електронного балансу.

Перелік питань для самопідготовки

Поняття окисно-відновних реакцій. Електронегативність і ступінь окиснення хімічного елемента. Окисник. Відновник. Типові окисники і відновники. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій. Реакції міжмолекулярного та внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення. Реакції диспропорціювання (самоокиснення-самовідновлення). Метод електронного балансу підбору коефіцієнтів у реакціях окиснення-відновлення.

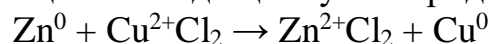
Кисневі сполуки Нітрогену. Оксиди Нітрогену, їх добування у лабораторних умовах і промисловості. Властивості оксидів Нітрогену. Солетвірні та несолетворні оксиди Нітрогену. Нітритна кислота і нітрити. Окиснювально-відновна двоїстість нітритної кислоти і нітритів. Нітратна кислота як окиснювач. Відношення розбавленої і концентрованої нітратної кислоти до металів. Взаємодія нітратної кислоти з неметалами. Солі нітратної кислоти. Термічна стійкість нітратів. Важливіші солі нітратної кислоти. Нітратні добрива. Біологічна роль Нітрогену та його сполук.

Короткі теоретичні відомості

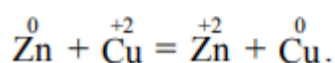
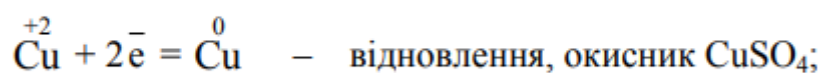
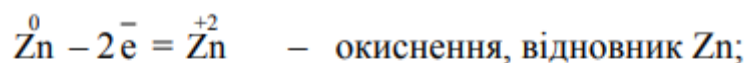
Реакції, внаслідок яких змінюються ступені окиснення елементів, називаються *окисно-відновними*.

Окисно-відновні процеси надзвичайно поширені в природі (засвоєння вуглекислого газу рослинами, корозія металів та ін.) і відіграють важливу роль у практичній діяльності людини (добування металів і неметалів із руд, використання хімічних джерел струму, боротьба з корозією, виробництво хімічних продуктів і под.).

З позицій електронної теорії окисно-відновний процес зумовлений переміщенням електронів від одних частинок (атомів, молекул, іонів) до інших. Наприклад: у реакції взаємодії цинку з хлоридом купруму (II)



електрони від атомів Цинку переходять до іонів Купруму, тобто



Процес втрати частинок електронів називається *окисненням*, а процес приєднання електронів до частинки – *відновленням*. Отже, у розглянутій реакції цинк окиснюється, а іон купруму – відновлюється, причому обидва процеси відбуваються одночасно.

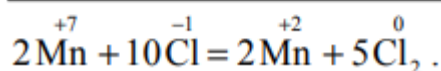
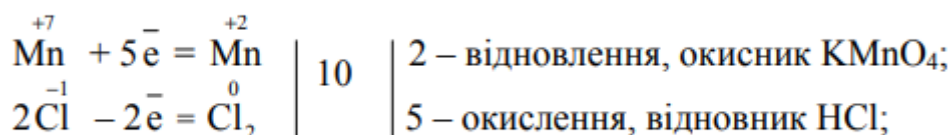
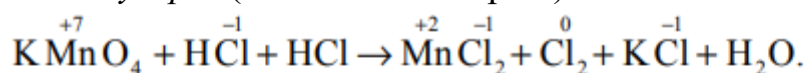
Речовина, до складу якої входить окиснюваний елемент (тобто елемент, який втрачає електрони), називається *відновником*, а речовина, яка містить відновлюваний елемент (тобто елемент, який приєднує електрони) – *окисником*.

Як бачимо, у наведеному прикладі CuSO_4 – окисник, а Zn – відновник. Із рівняння видно, що атом цинку втрачає, а іон купруму приєднує два електрони. Таким чином, під час окисно-відновних реакцій загальне число електронів, що віддає відновник, повинно дорівнювати загальному числу електронів, які приєднує окисник.

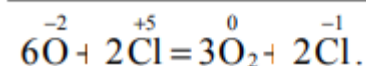
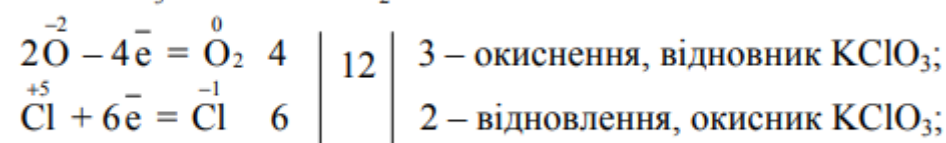
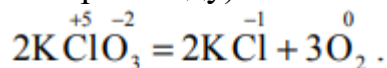
На цій закономірності базуються існуючі методи визначення коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях: електронного балансу та іонно-електронний.

Реакції окиснення-відновлення можуть бути:

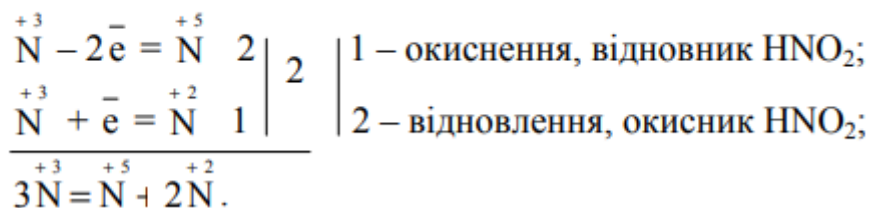
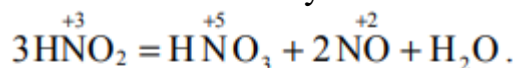
1) *міжмолекулярні* (найбільш поширені)



2) *внутрішньомолекулярні* (реакції належать такі, у яких змінюються ступені окиснення атомів в одній і тій самій молекулі. Наприклад, це реакції термічного розкладу):



3) диспропорціювання або самоокиснення-самовідновлення (відбувається збільшення й зменшення ступеня окиснення одного й того самого елемента):



Нітроген утворює 6 оксидів (табл. 7.1.), у яких виявляє ступені окиснення від +1 до +5. В їх молекулах реалізується ковалентний полярний зв'язок.

Таблиця 7.1. Оксиди Нітрогену

Ступінь окиснення	Формула	Фізичні властивості
+1	N ₂ O	безбарвний газ з характерним солодким запахом, мало розчинний у воді
+2	NO	безбарвний газ без запаху, мало розчинний у воді
+3	N ₂ O ₃	темно-синя рідина, реагує з водою
+4	NO ₂	бурий отруйний газ з характерним запахом, при 21 °С утворює червону рідину, з водою не реагує
	N ₂ O ₄	при -11,2 °С – тверда, безбарвна, кристалічна речовина, реагує з водою
+5	N ₂ O ₅	білі кристали, при 20 °С розкладаються на NO ₂ та O ₂ , реагує з водою

Усі оксиди Нітрогену (крім N₂O та NO) є солетвірними.

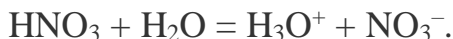
Нітритна кислота (HNO₂) - дуже слабка одноосновна кислота, існує лише у розбавлених розчинах, при нагріванні і в концентрованих розчинах розкладається: 2HNO₂ = NO + NO₂ + H₂O.

Оскільки ступінь окиснення Нітрогену +3, є проміжним, то нітрити можуть виявляти окисні (реакція а) або відновні (реакція б) властивості:



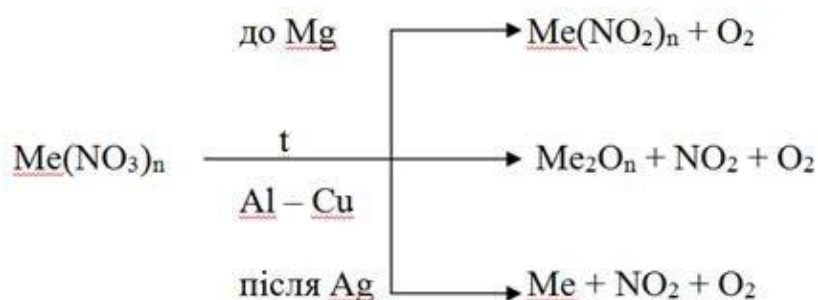
Солі нітратної кислоти – нітрити. Нітрити (крім AgNO₂) добре розчинні у воді, гідролізують, створюючи лужне середовище (рН > 7). Натрій нітрит NaNO₂ застосовують у харчовій промисловості, виробництві барвників, в органічному синтезі.

Нітратна кислота (HNO₃) - дуже сильна одноосновна кислота. Чиста HNO₃ – безбарвна рідина, на повітрі димить, з водою змішується у будь-яких відношеннях. Технічна HNO₃ забарвлена в жовтий колір за рахунок розчиненого у ній NO₂. Концентровану HNO₃ перевозять в алюмінієвих цистернах, розбавлену – у посуді з кислотостійких матеріалів. У водному розчині HNO₃ практично повністю дисоціює на іони:



Виявляє усі характерні властивості кислот (реагує з оксидами, основами, солями) з утворенням солей – нітратів (кристалічні іонні сполуки, добре розчинні у воді).

Залежно від місця металу в ряду стандартних електродних потенціалів нітрати розкладаються за схемою (включаючи зазначений метал):



Амоніак нітрат NH₄NO₃ при розкладі утворює N₂O і воду:



Безводна HNO₃ та у водних розчинах (розбавлених і концентрованих) виявляє сильні окисні властивості. Розбавлена HNO₃ на Ag, Hg, Au і платинові метали не діє. Слід зазначити, що у реакціях HNO₃ з металами не виділяється водень, а утворюється суміш продуктів відновлення HNO₃, співвідношення яких залежить від концентрації HNO₃, активності металу, температури тощо. Отже, чим більш розбавлена нітратна кислота і активніший метал, тим глибше відновлення атому Нітрогену.

Більшість нітратної кислоти використовують на виготовлення азотних добрив, вибухових речовин, барвників, для виробництва сульфатної кислоти нітрозним способом, виготовлення лаків, кіноплівки (нітроцелюлоза).

Біологічна роль нітрогену та його сполук. Нітроген – необхідний елемент для існування живих організмів (входить до складу амінокислот та нуклеїнових кислот). Вміст його в білкових молекулах досягає 17 мас.%. Перетворення атмосферного азоту в розчинні сполуки (аміак та його похідні) відбувається за допомогою мікроорганізмів (азот фіксує бактерії бобових рослин).

У медицині використовують: 10% розчин аміаку – нашатирний спирт – при запамороченнях; а також зовнішньо при невралгії, міозитах, укусах комах тощо; N входить до багатьох лікарських засобів, NO – регулює передачу нервових імпульсів, м'язову релаксацію, секрецію інсуліну кров'яний тиск (на його утворенні ґрунтується дія нітрогліцерину); N₂O – засіб для наркозу.

Перелік питань для самоперевірки:

1. На підставі методу електронного балансу розставте коефіцієнти в наведених схемах окисно-відновних реакцій, зазначте окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення:
 - А) $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - Б) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - В) $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - Г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - Д) $\text{FeSO}_4 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$.
2. Які з наведених речовин: KMnO_4 , MnO_2 , KI – можуть виявляти: А) тільки окисні властивості; Б) тільки відновні властивості; В) окисно-відновну двоїстість?
3. За наведеними схемами визначте тип окисно-відновної реакції:
 - А) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$;
 - Б) $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - В) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Охарактеризуйте біологічну роль нітрогену та його сполук. Вкажіть найвідоміші сполуки нітрогену.
5. Напишіть продукти термічного розкладу наступних солей нітратної кислоти: NaNO_3 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , AgNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
6. Вкажіть лабораторні методи одержання оксидів Нітрогену. Відповідь обґрунтуйте записом конкретних рівнянь хімічних реакцій.
7. Продемонструйте на конкретних прикладах взаємодію розведеної та концентрованої нітратної кислоти з металами. Які метали не діють на концентровану HNO_3 ?
8. Вкажіть лабораторні методи добування нітратної кислоти. Відповідь аргументуйте відповідними рівняннями хімічних реакцій.
9. Охарактеризуйте використання нітратів у сільському господарстві. Чи впливає використання нітратних добрив на якість с/г продукції та здоров'я людини?

Лабораторна робота №7

Реактиви. Розчини лугів (NaOH , KOH), амоніаку (NH_4OH), кислот (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , CH_3COOH), солей (KMnO_4 , KJ , NaNO_2 , FeCl_2 , Na_2SO_3 , FeCl_3 , NH_4SCN , SnCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeSO_4), хлорна вода, розчин пероксиду, розчин крохмалю (свіжоприготовлений), мідні ошурки, розчин індикатору фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Добування NO_2 (під тягою!).

У суху пробірку насипати трохи мідних ошурок і прилити концентрованої нітратної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

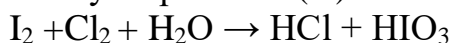
Дослід 2. Окиснювальні і відновні властивості нітритної кислоти.

А) до розчину Калій перманганату, підкисленого сульфатною кислотою, прилити небагато Натрій нітриту. Чим пояснити знебарвлення перманганату? Написати рівняння реакцій.

Б) до розчину Калій йодиду, підкисленого сульфатною кислотою, приливають небагато розчину Натрій нітриту. Чим пояснюється поява забарвлення? Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Окиснення йодид-іонів хлором.

У пробірку налити 2-3 см³ розчину Калій йодиду і додати краплинами хлорну воду до появи жовто-бурого забарвлення. Потім додати 1-2 краплини свіжо приготовленого розчину крохмалю. Зафіксувати забарвлення розчину. Додати в пробірку надлишок хлорної води. Спостерігайте зникнення забарвлення, що пояснюється утворенням (V) кислоти за реакцією:



Напишіть рівняння реакцій і підберіть коефіцієнти.

Дослід 4. Окиснення йодид-іонів іонами Феруму (III).

Налити в пробірку 2-3 см³ розчину Ферум (III) хлориду і 1 см³ розчину Калій йодиду. Вміст пробірки розбавити дистильованою водою до утворення слабо-жовтого забарвлення і додати 1-2 краплини крохмалю. Поява синього забарвлення свідчить про наявність у розчині вільного йоду. Скласти рівняння реакції, схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

Дослід 5. Окиснення катіона Стануму (II) катіонами Феруму (III).

У дві пробірки налити по 2-3 см³ розчину Ферум (III) хлориду. В одну з них додати такий самий об'єм розчину Станум (II) хлориду. Потім в обидві пробірки додати 1-2 краплини розчину Амоній роданіду. Відсутність червоного забарвлення свідчить про те, що йони Fe³⁺ відновилися. Скласти рівняння реакції.

Дослід 6. Окиснення йодид-іонів Гідроген пероксидом.

Налити в пробірку 2-3 см³ розчину Калій йодиду і 1 см³ 2 н розчину хлоридної кислоти. Потім додати 1-2 краплини Гідроген пероксиду. Спостерігати появу жовтого забарвлення. Розбавити вміст пробірки водою до слабо-жовтого забарвлення, додати 1-2 краплини розчину крохмалю і впевнитися в наявності йоду. Скласти рівняння реакцій.

Дослід 7. Окисні властивості пероксиду гідрогену.

а) В пробірку налити 2-4 краплі розчину калій йодиду, додати 1-2 краплі сульфатної кислоти, а потім 1-2 краплі 3 % пероксиду гідрогену. Що спостерігається? Скласти рівняння реакції.

б) До 1-2 крапель розчинної солі плюмбуму додати 1 см³ розчину натрій сульфіді або сірководневої води. Злити рідину над осадом і додати 1-2 краплі 3 % розчину H₂O₂. Що спостерігається? Скласти рівняння реакції.

Дослід 8. Відновні властивості пероксиду гідрогену.

До 2-3 крапель підкисленого розчину калій перманганату додати по краплях 3 % розчин пероксиду гідрогену. Що спостерігається? Скласти відповідну окисно-відновну реакцію. Зробити висновок про окисно-відновну дію пероксиду гідрогену. Привести значення редокспотенціалів, відмітити, які властивості є більш характерні для цієї сполуки.

Дослід 9. Окиснення іонів Феруму (II) Гідроген пероксидом.

Налити в 2 пробірки по 2-3 см³ свіжо приготовленого розчину Ферум (II) сульфату і по 2-3 краплини розчину сульфатної кислоти. Потім в одну пробірку додати 1-2 краплини розчину Амоній роданіду. Упевніться, що червоне забарвлення не з'являється. У другу пробірку додати 2-3 краплини розчину Гідроген пероксиду і після цього 1-2 краплини Амоній роданіду. Поява червоного забарвлення свідчить про те, що йони Fe²⁺ окиснились до іонів Fe³⁺. Скласти рівняння реакції.

Дослід 10. Окиснення іонів Fe²⁺ йонами MnO₄⁻.

У пробірку налити 2-3 см³ розчину Калій перманганату і стільки ж 2 н розчину сульфатної кислоти. Потім піпеткою додати краплинами свіжо розчин хлориду Феруму (II) до повного знебарвлення розчину. Знебарвлення свідчить про відновлення іонів MnO₄⁻ до іонів Mn²⁺. У знебарвлений розчин додати кілька крапель розчину Амоній роданіду і впевнитись, що йони Fe²⁺ окиснюються до іонів Fe³⁺. Скласти рівняння реакції.

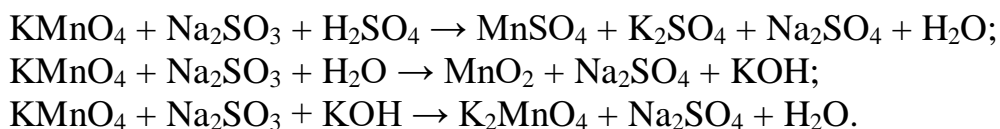
Дослід 11. Окиснювальні властивості дихроматів.

А) налити у пробірку 2–3 см³ розчину K₂Cr₂O₇, прилити такий самий об'єм розбавленої сульфатної кислоти і стільки ж розчину Натрій сульфату, щоб розчин набув забарвлення Хром (III) сульфату;

Б) налити у пробірку 1–2 см³ розчину K₂Cr₂O₇, підкислити розбавленою сульфатною кислотою і додати кілька крапель розчину крохмалю. Потім до суміші додати кілька крапель Калій йодиду. Спостерігають за появою характерного забарвлення крохмалю. Записати рівняння окисно – відновних реакцій.

Дослід 12. Вплив характеру середовища на протікання окисно-відновних реакцій. У три пробірки наливають по 3–4 краплі розчину перманганату калію. У першу пробірку додають 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж дистильованої води, у третю – таку ж кількість калій гідроксиду (30 %). У всі пробірки додайте натрій сульфат. Зверніть увагу, що солі мангану(II) в розчині практично безбарвні, аніон MnO₄²⁻ - зеленого кольору, а MnO₂ – бурий осад. Зробіть висновки щодо перетворень перманганат-іона залежно від середовища.

Обчисліть окисно-відновні еквіваленти калій перманганату і натрій сульфату, визначте окисник і відновник, підберіть коефіцієнти до рівнянь реакцій:



Приклади тестових завдань

1. Нітроген утворює декілька оксидів. Кислотними з них є:
 А) NO; Б) NO₂; В) N₂O₅; Г) N₂O.
2. При взаємодії розв. HNO₃ з міддю виділяється:
 А) NO₂; Б) NO; В) H₂; Г) реакція не протікає.
3. Вкажіть, який оксид Нітрогену отримав назву «Веселячий газ»
 А) NO; Б) NO₂; В) N₂O₅; Г) N₂O.
4. При взаємодії конц. HNO₃ з міддю виділяється:
 А) NO₂; Б) NO; В) H₂; Г) NH₃.
5. Із концентрованою HNO₃ не взаємодіють:
 А) K; Б) Al; В) Pt; Г) Ag.
6. В результаті термічного розкладу NaNO₃ одним з продуктів реакції є:
 А) NaNO₂; Б) NO₂; В) Na; Г) Na₂O.
7. У реакції з якою речовиною водень є окисником?
 А) бромом; Б) натрієм; В) киснем; Г) сіркою.
8. Схему окисно-відновної реакції наведено в рядку
 А) Mn(OH)₂ → MnO + H₂O
 Б) MnO + HCl → MnCl₂ + H₂O
 В) Mn(OH)₂ + HCl → MnCl₂ + H₂O
 Г) MnO₂ + HCl → MnCl₂ + Cl₂ + H₂O
9. Виберіть сполуку, в якій Нітроген проявляє лише окисні властивості:
 А) NH₃; Б) HNO₃; В) HNO₂; Г) NO₂.
10. Укажіть формулу сполуки, у якій Сульфур може бути і окисником, і відновником
 А) K₂SO₄; Б) H₂S; В) SO₂; Г) SO₃.

Тема 8

РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. ОКСИГЕН. СУЛЬФУР ТА ЙОГО СПОЛУКИ

Мета: Розглянути електронну будову атомів хімічних елементів VI групи, вивчити способи отримання простих речовин, типові фізичні та хімічні властивості цих елементів, їх оксидів, гідроксидів та солей, а також основні області використання простих речовин та їх сполук. Перевірити вміння проводити експеримент та записувати рівняння хімічних реакцій.

Перелік питань для самопідготовки

Розчини неелектролітів. Вода у природі. Фізичні і хімічні властивості води. Розчини. Характеристика розчинів. Процес розчинення. Способи вираження концентрації розчинів. Гідрати і кристалогідрати. Тепловий ефект процесу розчинення. Теплота розчинення речовини. Розчинність. Залежність розчинності твердих речовин від температури. Взаємна розчинність рідин. Розчинність газів. Закон Генрі-Дальтона. Осмос. Закон осмотичного тиску (закон Вант-Гоффа). Значення осмосу. Тиск пари розчину. Зниження тиску насиченої пари над розчином порівняно з тиском пари над чистим розчинником. Перший закон Рауля. Кипіння розчинів. Другий закон Рауля. Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів у порівнянні з чистим розчинником. Визначення молекулярних мас речовин ебуліоскопічним методом. Замерзання розчинів. Визначення молекулярних мас речовин кріоскопічним методом.

Кисень у природі. Добування, фізичні та хімічні властивості кисню. Озон. Біологічна роль кисню.

Сірка. Природні сполуки Сульфуру. Добування сірки. Фізичні та хімічні властивості сірки. Сірководень, його добування, фізичні та хімічні властивості. Сірководень як відновник. Сірководнева кислота. Сульфіді. Кисневі сполуки Сульфуру. Сполуки Сульфуру (IV). Тіосульфати. Сполуки Сульфуру (VI). Сульфатна кислота. Контактний і нітрозний способи добування сульфатної кислоти. Сульфати. Гідросульфати. Біологічна функція і токсична дія Сульфуру та його сполук.

Короткі теоретичні відомості

Розчини - це гомогенні термодинамічно стійкі системи змінного складу, які складаються з двох або більше компонентів та продуктів їх взаємодії. *Розчинником* прийнято вважати компонент, який не змінює агрегатний стан при розчиненні або вміст якого переважає вміст інших компонентів.

Важливою кількісною характеристикою розчинів вважається їх концентрація.

Концентрація розчинів – це величина, що характеризує кількість розчиненої речовини, яка міститься у певній кількості розчину або припадає на певну кількість розчинника.

Для якісної оцінки концентрації розчину використовують терміни: розведений і концентрований, однак межі між ними досить умовні. Для вираження концентрації розчину застосовують декілька способів:

1. *Масова частка* – показує скільки грамів розчиненої речовини, що міститься в 100г розчину та виражається відсотками відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Наприклад, розчин з масовою часткою CaCl_2 10% містить 10г CaCl_2 у 100г розчину. Для його приготування 10г необхідно CaCl_2 та 90г води. Масову частку розчину позначають літерою ω і виражають у частках одиниці або відсотках. Залежність масовою часткою ω , масою розчиненої речовини m_1 та масою розчину m_2 виражається формулою:

$$\omega = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$$

2. *Молярна концентрація розчину* C_M визначається числом молів розчиненої речовини, яка міститься в одному літрі розчину. Одиниця виміру – моль/дм³.

$$C_M = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{р-ну}}},$$

де v – кількість речовини, моль; m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; V – об'єм розчину, дм³.

3. *Еквівалентна (нормальна) концентрація розчину*: C_n показує число еквівалентних мас розчиненої речовини в 1дм³ розчину.

$$C_n = \frac{m}{E_m \cdot V},$$

де E_m - еквівалентна маса розчиненої речовини, г/моль.

Між еквівалентними концентраціями взаємодіючих речовин та їх об'ємами існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{C_{n_1}}{C_{n_2}} = \frac{V_2}{V_1} \quad \text{або} \quad C_{n_1} \cdot V_1 = C_{n_2} \cdot V_2$$

4. *Титр* розчину показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в одному см³ розчину: T , г/см³.

$$T = \frac{m}{V}$$

Так, якщо в одному дм³ розчину сульфатної кислоти міститься 49г H_2SO_4 , то титр цього розчину

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{V} = \frac{49}{1000} = 0,049 \text{ г/см}^3.$$

Між титром та еквівалентною концентрацією існує залежність:

$$T = \frac{C_n \cdot E_m}{1000}$$

5. *Моляльна* концентрація розчину: C_m показує, яка кількість розчиненої речовини міститься в 1кг розчинника. Розмірність моль/кг. Наприклад, у 500мл води ($\rho=1\text{г/см}^3$) міститься 0,25 моль KMnO_4 .

C_m обчислюють таким чином:

в 0,5кг H_2O міститься 0,25 моль KMnO_4

в 1,0кг H_2O міститься x моль KMnO_4

$$x = C_m = 1 \cdot \frac{0,25}{0,5} = 0,5 \text{ моль / кг}$$

Закон Генрі-Дальтона: розчинність газів у рідині за умов сталої температури прямо пропорційна його парціальному тиску: $m = k \times P$, де m – маса газу, що розчиняється в 1 л розчинника, P – тиск газу (або парціальний тиск, коли має місце суміш газів), k – коефіцієнт, що характеризує природу розчину.

Перший закон Рауля: відносне зниження тиску пари розчинника над розчином дорівнює молярній частці розчиненої речовини:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N$$

де P_0 і P тиск насиченої пари розчинника відповідно над чистим розчинником і над розчином, N – мольна частка розчиненої речовини B . Зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином не залежить від природи розчиненої речовини, а зумовлюється лише її концентрацією.

Другий закон Рауля: підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину прямо пропорційне молярній концентрації розчиненої речовини:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_E \times C_m, \quad \Delta T_{\text{зам}} = K_K \times C_m,$$

де C_m – моляльна концентрація, що показує кількість речовини v , розчиненої у 1кг розчинника;

K_E і K_K – відповідно ебуліоскопічна і кріоскопічна константи, які визначаються природою розчинника і не залежать від складу та концентрації розчиненої речовини.

Визначення молярних мас речовин за величиною підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчинів називається відповідно ебуліоскопія і кріоскопія. Ці методи використовуються для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів полімеризації у розчинах. Здатність розчинів замерзати при нижчій температурі, ніж чистий розчинник, застосовується для приготування різних охолоджувальних сумішей і розчинів з низькою температурою замерзання – антифризів для циліндрів двигунів при їх експлуатації у зимовий період. Наприклад, 66,7% водний розчин етиленгліколю замерзає лише при температурі -75°C .

Осмоз – це однобічна дифузія розчинника через напівпроникну мембрану із чистого розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією.

У міру збільшення надлишкового тиску в розчині швидкість осмосу зменшується й при певному тиску настає рівновага, при якій в обох напрямках через мембрану проходить однакова кількість молекул розчинника. Надлишковий гідростатичний тиск у розчині в порівнянні із чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги називається *осмотичним тиском*.

Закон Вант-Гоффа: Осмотичний тиск розчину неелектроліту чисельно дорівнює тиску, який чинила б розчинена речовина, якби вона при тій самій температурі перебувала б у газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину, тобто чисельно осмотичний тиск (P) прямо пропорційний молярній концентрації і температурі: $P_{осм.} = CRT$, де C – молярна концентрація розчину; R – універсальна газова стала (8,31 Дж/моль·К); T – абсолютна температура.

Оксиген – найбільш розповсюджений елемент у природі, його вміст в атмосфері Землі складає 21% (за об'ємом), у земній корі у вигляді сполук його міститься близько 50% (за масою) та у гідросфері 88% (за масою). Кисень є необхідним для існування життя на Землі: тварини і рослини споживають кисень у процесі дихання, а рослини виділяють його у процесі фотосинтезу. Жива матерія містить зв'язаний Оксиген у складі рідин організму, а також у складі вуглеводів, жирів, білків. Ґрунти, глини, пісок, гірські породи складаються з силікатів та інших оксигенвмісних неорганічних сполук, таких як оксиди, гідроксиди, карбонати, тощо.

У вільному стані Оксиген існує у вигляді двох простих модифікацій: кисень (O_2) та озон (O_3).

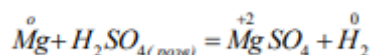
Сульфур - найпоширеніший і практично найважливіший після Оксигену елемент головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів. У сполуках виявляє ступені окислення +6, +4, +2, 0, -2. Сполуки з вищим позитивним ступенем окислення Сульфур у реакціях виявляють тільки окислювальні властивості, з нижчим негативним – тільки відновні. Сульфур легко утворює сполуки з багатьма елементами. При нагріванні він безпосередньо сполучається з воднем, галогенами (крім Йоду), Фосфором, Карбоном, а також з усіма металами, крім Ауруму, Платини й Іридію.

Воднева сполука сульфур – гідроген сульфід H_2S . Сірководень-безбарвний отруйний газ із запахом тухлих яєць, добре розчинний у воді.

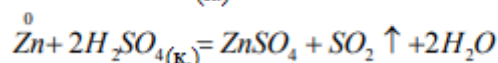
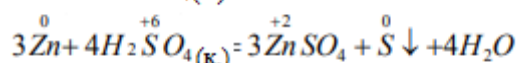
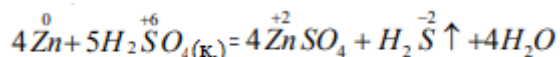
Сульфур утворює два кислотні оксиди SO_2 та SO_3 . Сульфітний газ (сульфур (IV) оксид) SO_2 добре розчинний у воді. При цьому утворюється сульфітна кислота, яка існує тільки у водному розчині: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$. Сульфур (VI) оксид (SO_3) активно поглинає вологу, утворюючи сульфатну кислоту: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$. Також SO_3 поглинається концентрованою сульфатною кислотою. В результаті утворюється олеум.

Розбавлена і концентрована сульфатна кислота реагує з металами по-різному. У розбавленій окисником є іон Гідрогену. І тому вона розчиняє

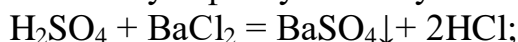
тільки метали, розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів до Гідрогену. Наприклад:



У концентрованій сульфатній кислоті окисником є сульфат-іон, в якому Сульфур має вищий позитивний ступінь окислення, тобто +6, і тому вона реагує майже з усіма металами (крім Платини, Ауруму та деяких інших). При цьому він відновлюється до SO₂, S або H₂S. Наприклад:



Велике практичне значення мають солі сульфатної кислоти, більшість з яких розчинні у воді. Солі CaSO₄ і PbSO₄ мало розчинні у воді, а BaSO₄ практично не розчинна як у воді, так і в кислотах. Тому солі барію використовують як реагент на сульфатну кислоту та її солі:



При цьому випадає білий осад сульфату барію.

Біологічна роль. Окисген та сульфур відносяться до групи біогенних елементів, причому найбільше значення має окисген. Він як органогенний елемент входить до складу клітин живих організмів, загальна кількість його становить 62,43 % (мас.). Він приймає участь в хімічних і біохімічних процесах, в реакціях окиснення та обміну, а також є необхідним в одному з найважливіших процесів - диханні. Він входить до складу білків, вітамінів та гормонів. В медицині застосовується як стимулятор дихання, для гіпербаричної оксигенації. Сульфур у живих клітинах входить до складу деяких білків, амінокислот, вітамінів (вітамін В1), у вільному стані міститься в клітинах бактерій. Сульфур понижує вміст цукру в крові і сприяє відкладенню глікогена в печінці. В медичній практиці застосовуються сульфати: Na₂SO₄·10H₂O, MgSO₄·7H₂O, як послаблюючі засоби, BaSO₄ - рентгеноконтраст, CaSO₄·2H₂O - гіпс у стоматології, ZnSO₄ в очних краплях.

Перелік питань для самоперевірки:

1. Що таке розчин? Наведіть способи вираження концентрації речовини у розчині?
2. Чи можна використовувати гігроскопічні речовини, що знаходилися в контакт з повітрям, для приготування розчинів із заданою концентрацією?
3. Чому не можна приготувати розчин NaOH заданої концентрації з високим ступенем точності, якщо речовина знаходилася в тривалому контакт з повітрям?
4. Для яких речовин значення молярної і нормальної (молярної концентрації еквівалента) концентрацій співпадають? Навести приклади.
5. Які фактори впливають на розчинність газів? Сформулюйте закон Генрі-Дальтона.

6. Чому чисельно рівна величина осмотичного тиску. Сформулюйте закон Вант-Гоффа.
7. Які розчини ви знаєте? За якими ознаками класифікують розчини.
8. Як можна отримати гідроген сульфід у лабораторії, маючи лише три реактиви: сірку, залізо і хлоридну кислоту? Запропонуйте два методи вирішення цієї задачі.
9. Маємо ряд речовин: сірководень, сірка, сульфур(IV) оксид, кисень. Напишіть рівняння можливих реакцій між наведеними речовинами, обираючи їх попарно.
10. Маємо ряд речовин: сульфатна кислота, сульфур(IV) оксид, кальцій гідроксид, кисень. Напишіть рівняння можливих реакцій між наведеними речовинами, обираючи їх попарно.
11. Здійснити перетворення:
- А) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{SO}_3$
- Б) $\text{ZnS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{Zn}$
- В) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- Г) $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnS}$
12. Здійснити перетворення:
- А) Пірит \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow сульфур(VI) оксид \rightarrow сульфатна кислота \rightarrow плюмбум(II) сульфат.
- Б) Сірка \rightarrow магній сульфід \rightarrow сульфур(IV) оксид \rightarrow калій сульфід.
13. Прокоментувати, якими хімічними властивостями відрізняються концентрована та розбавлена сульфатна кислота. Написати рівняння реакцій, що відбуваються при взаємодії H_2SO_4 (конц.) та H_2SO_4 (розб.) з алюмінієм та міддю.
14. Якими лабораторними та промисловими методами добувають кисень. Відповідь продемонструйте відповідними рівняннями хімічних реакцій.

Лабораторна робота №8

Реактиви. Розчини лугів (NaOH, KOH), амоніаку (NH_4OH), кислот (HCl, H_2SO_4 , HNO_3 , CH_3COOH), солей (ZnSO_4 , NaCl, CdCl_2 , CuSO_4 , MnSO_4 , BaCl_2 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_2SO_3 , Na_2S , Na_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSO_4 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), кристалічні солі, хлорна вода, йодна вода, сірководнева вода, кристалічний KMnO_4 , порошок сірки, мідні ошурки, цинкові пластинки, розчин індикатору фенолфталеїну, смужки лакмусового паперового індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, газовідвідна трубка, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Приготування розчинів заданої %-ої концентрації з більш концентрованого розчину.

Одержати від викладача завдання, яке полягає в приготуванні розчину сульфатної (або хлоридної) кислоти чи лугу вказаної відсоткової концентрації із наявного в лабораторії розчину.

Нехай треба приготувати m г розчину H_2SO_4 з вказаною часткою $\omega(\%)$.

Для цього потрібно: 1) Виміряти ареометром густину розчину H_2SO_4 , що є в лабораторії: d (вихідного розчину). 2) Знайти в таблиці 8.1. значення ω (%) розчину H_2SO_4 , що відповідає знайденій густині.

Таблиця 8.1. Значення величин ω (%) і d (г/см³) розчинів деяких кислот і лугів при 15°C

ω (%)	Густина розчину, г/см ³		
	H_2SO_4	HCl	NaOH
4	1,027	1,019	1,046
8	1,055	1,039	1,092
12	1,083	1,059	1,137
16	1,112	1,079	1,181
20	1,143	1,100	1,225
24	1,174	1,121	1,268
28	1,205	1,142	1,310
32	1,238	1,163	1,352
36	1,273	1,183	1,395
40	1,307	-	1,437

3) Розрахувати, яку масу цього розчину кислоти необхідно взяти для приготування вказаного розчину, а потім підрахувати, який об'єм займає ця маса розчину кислоти.

Проведення розрахунків:

- Вирахувати, яка $m(H_2SO_4)$ міститиметься в m (р-ну H_2SO_4), який треба приготувати:

$$m(H_2SO_4) = m(\text{р-ну } H_2SO_4) \times \omega.$$
- Вирахувати, в якій масі вихідного розчину H_2SO_4 знаходиться розрахована $m(H_2SO_4)$:

$$m(\text{вих. р-ну } H_2SO_4) = m(H_2SO_4) / \omega(\text{вих. р-ну } H_2SO_4)$$
- Вирахувати об'єм вихідного розчину кислоти, який займає розрахована $m(\text{вих. р-ну } H_2SO_4)$:

$$V(H_2SO_4) = m(H_2SO_4) / d(H_2SO_4)$$
- Розрахувати об'єм води необхідний для приготування розчину:

$$m(\text{води}) = m(\text{розчину } H_2SO_4) - m(\text{вих. р-ну } H_2SO_4);$$

$$V(\text{води}) = m(\text{води}) / 1(\text{г/см}^3).$$
- Мірним циліндром відміряти необхідний об'єм води; вилити воду в стакан.
- Мірним циліндром відміряти розрахований об'єм вихідного розчину кислоти; кислоту влити в стакан з водою (тонким струменем при перемішуванні); перемішати виготовлений розчин, охолодити до 15 °С.
- Перелити розчин в сухий вузький циліндр і визначити його густину ареометром. Злити одержаний розчин в склянку (для передачі лаборанту).
- Користуючись таблицею 1, визначити ω (%) одержаного розчину і перевірити точність виконання досліду.
- Обчислити молярну і нормальну концентрацію одержаного розчину.

Дослід 2. Приготування розчину заданої концентрації з твердої речовини. Для приготування певної маси розчину з заданою масовою часткою розчиненої речовини необхідно розрахувати масу води та масу речовини, яку розчиняють, оскільки

$$m(\text{розчину речовини}) = m(\text{розчиненої речовини}) + m(\text{води}).$$

При розрахунках використовують формулу

$$\omega(\text{речовини в \%}) = \frac{m(\text{розчиненої речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%,$$

$$\text{звідки } m(\text{р. р.}) = m(\text{р.р.}) \times \omega(\text{речовини в \%}) / 100\%,$$

$$m(\text{води}) = m(\text{р.р.}) - m(\text{р.р.}),$$

$$V(\text{води}) = m(\text{води}) / \rho(\text{води}) \text{ г/см}^3.$$

У випадку приготування розчину солі з її кристалогідрату розрахунок ускладнюється:

- розраховують необхідну масу безводної солі – $m(\text{розчиненої речовини})$;
- встановлюють, в якій масі кристалогідрату знаходиться ця маса безводної солі (тобто перераховують масу солі на масу кристалогідрату) – $m(\text{кристалогідрату солі})$;

Ці розрахунки проводять в такому порядку:

- підраховують молярну масу безводної солі – $M(\text{безводної солі})$;
- підраховують молярну масу кристалогідрату цієї солі – $M(\text{кристалогідр.солі})$;
- складають відношення: $\frac{M(\text{безводної солі}) - M(\text{крист. солі})}{m(\text{розч.реч.}) - m(\text{кристалогідр.солі})}$

з якого і розраховують $m(\text{кристалогідр.солі})$;

1) встановлюють $m(\text{води}) = m(\text{розчину речовини}) - m(\text{кристалогідр.солі})$,

звідки $V(\text{води}) = m(\text{води}) / \rho(\text{води}) \text{ г/мл}$.

Порядок виконання дослідів:

- Одержати від викладача завдання.
- Розрахувати масу речовини і об'єм води, необхідні для приготування розчину з вказаною масовою часткою речовини.
- Відважити цю масу речовини в попередньо зваженому стаканчику на вагах з точністю до 0,1 г.
- Відміряти мірним циліндром необхідний об'єм води. Вилити цю воду в стакан і розчинити в ній зважену сіль.
- Довести температуру розчину до 20 °С. Вилити розчин в сухий (або сполоснутий цим розчином) високий вузький циліндр і з допомогою ареометру визначити його густину. Ареометр промити водою, витерти насухо і здати лаборанту. Розчин вилити в склянку.
- По знайденій густині, користуючись таблицею 8.2, визначити $\omega(\text{речовини в \%})$ в розчині) (при необхідності дані інтерполюють).
- Порівняти одержану величину з заданою.

Таблиця 8.2. ω (%) і густини розчинів солей (при 20°C), г/см³

ω (%)	Густина розчинів солей			ω (%)	Густина розчинів солей		
	NaCl	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂		NaCl	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂
1	1,005	1,009	-	12	1,086	1,124	1,113
2	1,013	1,019	1,016	14	1,101	1,146	1,134
4	1,027	1,040	1,034	16	1,116	-	1,156
6	1,041	1,061	1,053	18	1,132	-	1,179
8	1,056	1,082	1,072	20	1,148	-	1,203
10	1,071	1,103	1,092	22	1,164	-	1,228

- Розрахувати молярну і нормальну концентрації виготовленого розчину.

Розрахунки проводити в такому порядку:

1) розрахувати масу 1000 мл виготовленого розчину (m_1):

$$m_1 = 1000 \cdot d;$$

2) розрахувати масу розчиненої речовини в 1000 мл розчину (m_2):

$$m_2 = m_1 \cdot \omega;$$

3) підрахувати молярну масу розчиненої речовини та визначити кількість молей, що відповідає m_2 , тобто C_M розчину: $C_M = m_2/M$.

Дослід 3. Добування кисню.

У суху пробірку насипати 2-3 г Калій перманганату. Пробірку обережно нагрівають і опускають в середину тліючу скалку. Скалка спалахує. Чому? Записати рівняння реакції розкладу перманганату Калію.

Дослід 4. Добування важкорозчинних сульфідів.

В окремі пробірки налити по 2-3 см³ розчинів: Цинк сульфату, Натрій хлориду, Кадмій хлориду, Купрум сульфату і Манган сульфату. У кожен розчин додати по 3-4 см³ Натрій сульфідів, а потім, розділивши кожен розчин у дві пробірки, в одну приливають 2-3 см³ хлоридної кислоти (1:2), а в другу – такий самий об'єм розчину амоніаку. Записати спостереження та рівняння реакцій. Зі спостережень зробити відповідні висновки про розчинність утворених сульфідів.

Дослід 5. Добування SO₂ відновленням сульфатної кислоти (під тягою!) У пробірку вмістити трохи мідних ошуків і прилити 3-4 см³ концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку закрити газовідвідною трубкою, кінець якої занурений до дна другої пробірки, заповненої водою на 3/4 об'єму. Поступово нагріти суміш сульфатної кислоти та міді. Записати спостереження та рівняння реакції.

Добутий розчин сульфатної кислоти залишають для виконання наступного дослідю.

Дослід 6. Відновні властивості сульфїтної кислоти.

Налити у пробїрку 2-3 см³ добутого в дослїді 3 розчину сульфїтної кислоти, додати близько 1 см³ розчину хлорної води, а потїм такий самий об'єм розчину Барїї хлориду. Утворений бїлий осад випробувати на розчинність надлишком хлоридної кислоти. Записати спостереження та рївняння реакцїй.

Дослід 7. Якісна реакція на сульфат-їони.

Налити у пробїрку 1-2 см³ розчину Na₂SO₄, додати такий самий об'єм розчинів BaCl₂ і HNO₃. Утворення практично нерозчинного в розбавлених сильних кислотах бїлого дрібнокристалїчного осаду свїдчить про наявність сульфат-їонів SO₄²⁻. Аналогїчно виявляють їони SO₄²⁻ в розчинах солей FeSO₄, Al₂(SO₄)₃ і MgSO₄. Запишіть вїдповїдні рївняння реакцїй.

Дослід 8. Дїя концентрованої і розбавленої сульфатної кислоти на метали (пїд тягою!) У двї пробїрки насипати трохи мїдних ошурок. В одну пробїрку прилити 1-2 см³ концентрованої H₂SO₄, а в другу - стїльки ж розбавленої. Кожну пробїрку злегка нагрївають і в отвір вносять лакмусовий папїрець і папїрець, змочений Плюмбум ацетатом. Записати рївняння реакцїй.

Аналогїчно виконують дослїди взаємодїї концентрованої і розбавленої сульфатної кислоти з цинком.

Дослід 9. Властивості сірки.

А) взаємодїя сірки з концентрованою нїтратною кислотою. В пробїрку внести декїлька кристалїків сірки, додати 4-5 крапель концентрованої нїтратної кислоти. Прокип'ятити. Який газ видїляється? Доказати наявність сульфат-їону. Написати рївняння реакцїї в молекулярному та їонному вигляді.

Б) взаємодїя сірку з концентрованим розчином гїдроксиду натрїю. В пробїрку внести декїлька кристалїків сірки, додати 8-10 краплин NaOH (конц.). Сумїш прокип'ятити. Доказати наявність у розчинї сульфїд-їону. Написати рївняння реакцїї.

Дослід 10. Окисно-вїдновні властивості сульфїт-їону.

А) До 2-3 крапель пїдкисленого калїї бїхромату додати розчин натрїї сульфїту. Що спостерїгається? Написати рївняння реакцїї.

Б) До розчину натрїї сульфїту, трохи пїдкисленого сульфатною кислотою, додати сірководневу воду. Що спостерїгається? Написати рївняння реакцїї.

Дослід 11. Властивості тїосульфатів.

А) В пробїрку з 2 краплями розчину натрїї тїосульфату додати рївний об'єм розведеної хлоридної кислоти. Визначити продукти реакцїї. Написати рївняння реакцїї.

Б) До 2-3 крапель йодної води додати краплями розчин натрій тіосульфату. Спостерігати зникнення забарвлення.

В) До 2-3 крапель розчину натрій тіосульфату додати по краплинах хлорну воду. Виявити в отриманому розчині сульфат-іон. Написати рівняння реакцій.

Приклади тестових завдань

1. Із наведених нижче розчинів гіпертонічним є:

а) 10 % NaCl б) 5 % р-н глюкози в) 0,1 % NaCl г) 0,9 % NaCl.

2. Яку формулу використовують для розрахунку молярної концентрації:

а) $C_m = \frac{m}{V}$, б) $C_m = \frac{m_1}{m_2} 100\%$, в) $C_m = \frac{m}{M \cdot V}$.

3. Визначення молярних мас речовин за величиною підвищення температури кипіння розчинів називається

а) криоскопія б) ебуліоскопія

4. Закон, за яким визначають величину осмотичного тиску розчину сформулював:

а) Вант-Гофф; б) Рауль; в) Генрі-Дальтон.

5. Згідно першого закону Рауля відносно зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином пропорційне

а) мольній частці нелеткої розчиненої речовини;
б) молярній концентрації розчину;
в) молярній концентрації розчину.

6. На відміну від більшості твердих речовин і рідин розчинність газів в рідинах із зростанням температури...

А) збільшується;
Б) не змінюється;
В) стає необмеженою;
Г) зменшується.

7. Приготований розчин нітрату натрію залишили в незамкненій колбі в літню жарку пору. Через декілька днів на дні колби з'явилися кристали. Розчин над кристалами називається...

А) ненасиченим;
Б) розбавленим;
В) насиченим;
Г) перенасиченим.

Тема 9

РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ. ГАЛОГЕНИ ТА ЇХ СПОЛУКИ. МАНГАН ТА ЙОГО СПОЛУКИ

Мета: Розглянути властивості розчинів електролітів, процеси гідролізу, вивчити особливості елементів VIIA групи періодичної системи та їх сполук. Вміти проводити хімічні дослідження та складати рівняння хімічних реакцій, які характеризують властивості галогенів, мангану та їх сполук. Знати біологічну роль галогенів, мангану та їх сполук, їх застосування у медичній практиці.

Перелік питань для самопідготовки

Розчини електролітів. Особливості розчинів солей, кислот і лугів. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації. Процес дисоціації. Дисоціація речовин з йонним і ковалентним типом зв'язку. Ступінь електролітичної дисоціації. Сила електролітів. Константа дисоціації. Зв'язок між константою дисоціації і ступенем електролітичної дисоціації. Йонні реакції. Добуток розчинності. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник. Гідроліз солей. Суть явища гідролізу, типові випадки: 1) гідроліз солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою; 2) гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою; 3) гідроліз солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою. Буферні розчини.

Галогени та їх сполуки. Загальна характеристика підгрупи галогенів. Галогени у природі. Фізичні та хімічні властивості галогенів. Добування і застосування галогенів. Сполуки галогенів з Гідрогеном. Галогеноводневі кислоти, їх відновні властивості. Оксигеновмісні сполуки галогенів. Хлорнуватиста кислота і гіпохлорити, їх окиснювальні властивості і застосування. Хлорне вапно. Хлорнувата кислота і хлорати, їх окислювальні властивості і застосування. Бертолетова сіль. Розпад хлоратів. Хлорна кислота і перхлорати. Зміна властивостей у ряду кисневих кислот хлору. Біологічна роль та застосування галогенів та їх сполук.

Манган. Властивості Мангану. Перманганати і манганати як окиснювачі. Залежність окиснювальних властивостей Калій перманганату від рН середовища. Застосування сполук Мангану у медицині.

Короткі теоретичні відомості

Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. До електролітів належить речовини з йонним або ковалентним полярним зв'язком – солі, основи, кислоти.

Отримані експериментально значення величин, які характеризують колігативні властивості розчинів електролітів, більші, ніж розраховані теоретично. Тому використовують ізотонічний коефіцієнт i . Ізотонічний коефіцієнт за умов однакової концентрації показує, у скільки разів кількісні

характеристики колігативних властивостей розчинів, визначені експериментально, більші за відповідні теоретично обчислені величини.

Ступінь дисоціації α показує, яка частина від загальної кількості молекул розпалася на іони. α є відносною величиною і може бути виражена у %. Вона залежить від природи електроліту, природи розчинника (чим більш полярний зв'язок в електроліті і розчиннику, тим сильніше відбувається дисоціація), концентрації електроліту (чим менша концентрація, тим сильніша дисоціація) і температури (чим більша температура, тим сильніша дисоціація).

За ступенем дисоціації електроліти поділяють на сильні і слабкі. Сильними електролітами є практично всі розчинні солі, кислоти: HMnO_4 , HClO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , H_2SO_4 (за першим ступенем), сильні основи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

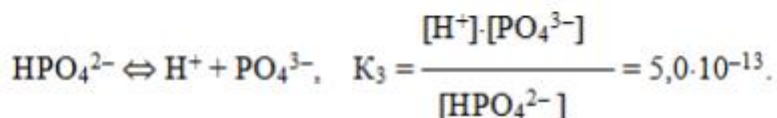
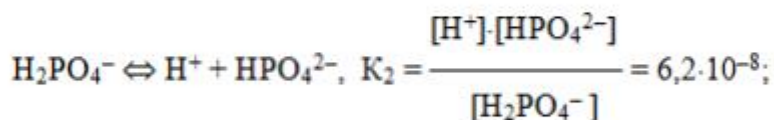
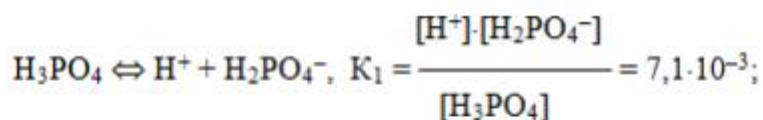
Константа дисоціації *Кдис* (K_a – для кислот, K_b – для основ) є константою рівноваги процесу дисоціації слабого електроліту і характеризує здатність речовини розпадатися у розчині на йони. Чим менше значення *Кдис*, тим слабкішим є електроліт, і навпаки, велике значення *Кдис* свідчить про його високу здатність до дисоціації. *Кдис* залежить від природи електроліту, природи розчинника (чим більш полярний зв'язок в електроліті і розчиннику, тим сильніше відбувається дисоціація), температури (чим більша температура, тим сильніша дисоціація), проте *Кдис* не залежить від концентрації електроліту на відміну від ступеня дисоціації α .

Вираз константи дисоціації електроліту, який дисоціює за такою схемою: $\text{Kt}_x \text{An}_y \Leftrightarrow x\text{Kt}^{y+} + y\text{An}^{x-}$ має такий вигляд:

$$K = \frac{[\text{Kt}^{y+}]^x \cdot [\text{An}^{x-}]^y}{[\text{Kt}_x\text{An}_y]},$$

де $[\text{Kt}^{y+}]$ і $[\text{An}^{x-}]$ – відповідно рівноважні концентрації йонів, а $[\text{Kt}_x\text{An}_y]$ – рівноважна концентрація електроліту.

Для електролітів, що дисоціюють ступінчасто, кожній стадії дисоціації відповідає своє значення константи дисоціації. Наприклад, для ортофосфатної кислоти:



Для загального процесу: $\text{H}_3\text{PO}_4 \Leftrightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ сумарна константа дисоціації

$$K_{\text{заг}} = \frac{[\text{H}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 2,2 \cdot 10^{-22}$$

дорівнює добутку ступінчастих констант дисоціації:

$$K_{\text{заг}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \cdot 5,0 \cdot 10^{-13} = 2,2 \cdot 10^{-22}.$$

Зв'язок між ступенем дисоціації, концентрацією розчину і константою електролітичної дисоціації встановлює закон розведення *Оствальда*: при розведенні розчину (тобто зменшенні концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується. Математично даний закон

виражається наступним чином $\alpha = \sqrt{K/C}$, де C - молярна концентрацію електроліту (моль/дм³).

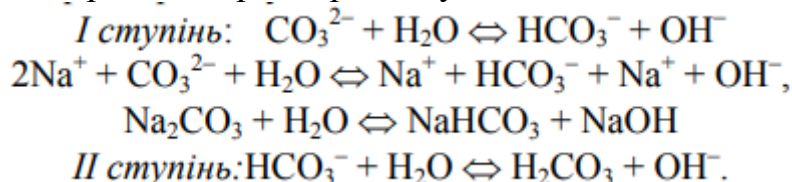
Водневий показник рН – це величина, що характеризує кислотність середовища і дорівнює від'ємному десятковому логарифму концентрації іонів Гідрогену $[\text{H}^+]$: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Буферними називаються розчини з певною стійкою концентрацією йонів H^+ , яка практично не змінюється при додаванні до них невеликих кількостей сильних кислот, лугів або при розведенні чи концентруванні. Наприклад, ацетатний буфер (суміш CH_3COOH і CH_3COONa); амоніачний буфер (суміш NH_4OH і NH_4Cl).

Гідролізом солей називається взаємодія їх складових частин з водою, яка призводить до утворення слабкого електроліту: кислоти чи основи, кислої чи основної солі.

Якщо розглядати солі як продукти взаємодії кислот з основами, то в залежності від сили кислот і основ розрізняють чотири типи солей: солі, утворені слабкою кислотою і сильною основою; солі, утворені сильною кислотою і слабкою основою; солі, утворені слабкою кислотою і слабкою основою; солі, утворені сильною кислотою і сильною основою. Солі останнього типу гідролізу не підлягають.

Якщо у складі солі є багатозарядний аніон слабкої кислоти, то така сіль гідролізується ступінчасто, причому, на першому ступені утворюються кислі солі, наприклад, гідроліз Натрій карбонату:



Завдяки наявності незв'язаних йонів OH^- у розчині цієї солі утворюється лужне середовище, $\text{pH} > 7$.

Галогени – типові неметали. До підгрупи галогенів входять флуор, хлор, бром, йод і астат (астат — радіоактивний елемент, вивчений мало). Це р-елементи VII групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. На зовнішньому

енергетичному рівні їх атоми мають по 7 електронів $ns^2 np^5$. Цим пояснюється подібність їх властивостей.

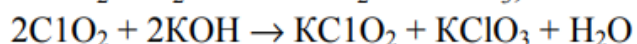
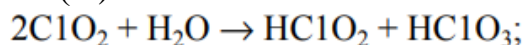
Як найбільш електронегативний елемент, флуор може приєднати тільки один електрон на 2р-підрівень. У нього один неспарений електрон, тому флуор буває тільки одновалентним, а його ступінь окиснення завжди 1-.

Водні розчини водневих сполук галогенів є кислотами: HF - фтороводнева, або фторидна плавикова), HCl - хлороводнева або хлоридна, HBr — бромоводнева, або бромідна, HI — йодоводнева, або йодидна.

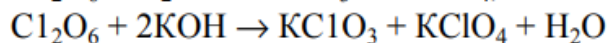
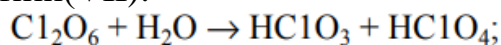
Реакційна здатність галогенів послаблюється в ряду F — Cl — Br — I. Тому попередній елемент здатний витіснити наступний з кислот типу HГ (Г — галоген) і їх солей. В цьому випадку активність $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$. Закономірно змінюються фізичні властивості галогенів із зростанням порядкового номера: фтор — газ, що важко зріджується, хлор — газ, що легко зріджується, бром — рідина, йод — тверда речовина.

У сполуках з киснем галогени виявляють позитивні ступені окиснення +1, +3, +4, +5, +6, +7. Усі оксиди хлору – вибухові речовини.

Хлор(IV) оксид відповідає двом кислотам – хлоратній(III) та хлоратній(V):



Хлор(VI) оксид теж відповідає двом кислотам – хлоратній(V) та хлоратній(VII):



Застосування галогенів та їх сполук. Фтор використовують для добування фторорганічних сполук. Із фторопласту виготовляють хімічну апаратуру. Сполуки фтору застосовують у медицині та стоматології. Хлор використовують для виготовлення хімікатів і хлорорганічних речовин, дезінфекції питної води, відбілювання тканин і паперу, добування рідкісних і кольорових металів із руд. Солі бромоводню застосовують у виробництві броморганічних речовин, фотопластинок, фотоплівок, різних лікарських речовин та деяких барвників. З йоду виготовляють ліки, його спиртовим розчином дезінфікують рани.

Біологічна роль. Галогени з ґрунту засвоюються рослинами. З водою та кормом вони потрапляють до організму тварин, з харчовими продуктами і водою надходять в організм людини.

Флуор бере участь у забезпеченні нормального стану зубів, кісток, волосся; має вплив на імунну систему, функцію залоз внутрішньої секреції. Нестача Флуору у питній воді та харчових продуктах виявляється в людини через карієс (руйнування твердої частини зубів), його надлишок пошкоджує зубну емаль. Оптимальним є вміст Флуору в питній воді близько 1 мг/дм³. Добова потреба людини у Флуорі становить у середньому 2—3 мг і задовольняється в основному питною водою.

Хлор — це компонент тканин рослин, тварин і людини. У складі натрій хлориду бере участь у формуванні плазми крові. Хлоридна кислота у

шлунковому соку (0,4—0,5 %) забезпечує необхідну для перетравлення їжі кислотність, запобігає розвитку в шлунку процесів гниття та бродіння, впливу хвороботворних бактерій. Добова потреба людини у Хлорі становить у середньому 3 г.

Іод у складі біологічно активних речовин бере участь в обміні речовин. При дефіциті в організмі Іоду розвивається базедова хвороба і, як наслідок, тяжке захворювання — зоб. Для людини добова потреба в Іоді становить приблизно 0,2 г.

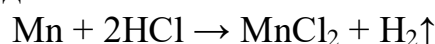
Бром разом з Іодом впливають на функцію щитоподібної залози, у вигляді бромідної кислоти разом із хлоридною — на кислотність шлункового соку.

Потребу в галогенах забезпечують різноманітні харчові продукти (овочі, овочеві консерви, варення, чай, крупи, м'ясо, риба, курячі яйця тощо).

Манган – сріблясто-білий тугоплавкий метал. Дрібний порошок мангану самозаймається на повітрі вже за 450⁰С, з утворенням Mn₃O₄. Зливоч металу на повітрі покривається оксидом, завдяки чому хімічна активність металу значно знижується. Сплавлений манган реагує з водою лише під час нагрівання, порошкоподібний – за звичайної температури.

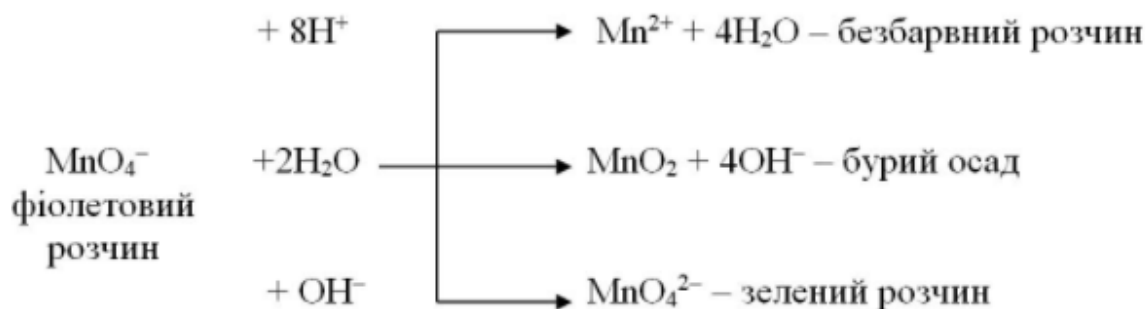
Для мангану характерні ступені окиснення 2+, 4+ і 7+. Крім цього, існують сполуки мангану зі ступенями окиснення 3+ і 6+.

З розбавленими кислотами, в тому числі й ацетатною, манган реагує повільно з виділенням водню:



Концентровані кислоти – сульфатна і нітратна на холоді пасивують Mn, а під час нагрівання розчиняють його: $\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Манган легко відновлює йони багатьох металів з розчину їхніх солей в залежності від рН реакційного середовища за схемою



Біологічна роль. Манган необхідний для організму мікроелемент, входить до складу багатьох ферментів, бере участь у синтезі вітамінів С, В₁, у процесах фотосинтезу. Впливає на ріст, утворення крові та функції статевих залоз. Вдихання пилу Mn викликає манганоконіоз. Найбільш шкідливий надлишок мангану для центральної нервової системи, у тяжких випадках спостерігається характерний синдром манганового паркінсонізму.

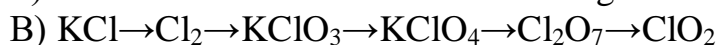
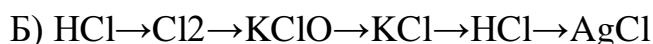
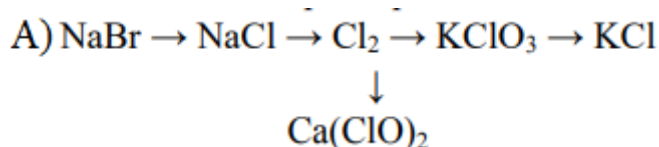
Калій перманганат застосовують як дезінфікуючий засіб і протиотруту для ціанідів та бойових отруйних речовин.

Перелік питань для самоперевірки:

1. Які речовини називають електролітами, а які – неелектролітами? Доведіть це на прикладі.
2. Поясніть поняття про сильні та слабкі електроліти. Які значення ступеня електролітичної дисоціації вони можуть мати. Навести приклади.
3. Поясніть зв'язок між ступенем та константою електролітичної дисоціації. Наведіть математичний вираз закону Оствальда.
4. Написати процеси гідролізу наступних речовин: NH_4Cl , Na_2S , CuS , Na_2SiO_3 , CH_3COOK .
5. Дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних і лужних середовищах.
6. В яких випадках процес гідролізу є незворотним? Чи може розчин солі, що піддається в значній мірі гідролізу, мати $\text{pH} \approx 7$?
7. Розгляньте окиснювальні властивості KMnO_4 у різних середовищах. Як змінюється забарвлення розчинів у процесі відновлення KMnO_4 ?
8. Указати зміну кислотно-основних властивостей у ряді:
 $\text{MnO} - \text{Mn}_2\text{O}_3 - \text{MnO}_2 - \text{MnO}_3 - \text{Mn}_2\text{O}_7$.

Написати формули відповідних гідроксидів.

9. Напишіть рівняння реакцій, в яких сполуки мангану проявляють:
 - а) окиснювальні,
 - б) відновнювальні,
 - в) окисно-відновнювальні властивості.
10. Які сполуки мангану можуть проявляти окисно-відновнювальну двоїстість?
11. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



12. Вкажіть оксигеновмісні кислоти хлору. Визначте ступінь окиснення Хлору в кожній сполуці.
13. Продемонструйте лабораторні методи одержання кислот Хлору.
14. Закінчити рівняння реакцій, підібрати коефіцієнти:
 - А) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$
 - Б) $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - В) $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - Г) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{p.}) \rightarrow$

Лабораторна робота №9

Реактиви. Розчини лугів (NaOH, KOH), амоніаку (NH₄OH), кислот (HCl, H₂SO₄, HNO₃), солей (CH₃COONa, CaCl₂, NaCl₂, CuSO₄, CuCl₂, Bi(NO₃)₃, Al₂(SO₄)₃, Na₂CO₃, KJ, KBr, MnSO₄, KMnO₄, (NH₄)₂S), хлорна вода, розчин хлороформу чи етеру, кристалічний цукор, кухонна сіль, Na₂CO₃, AlCl₃, CH₃COONH₄, KCl та MnO₂ у кристалічному стані, порошок стихію, алюмінієва фольга, розчин індикатору фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, газовідвідна трубка, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Електропровідність розчинів.

Для дослідження електропровідності розчинів використати прилад, який складається з посудини, у пробку якої вмонтовані два вугільних електроди, сполучених послідовно через лампу і вимикач зі штепсельною вилкою. У стакан налити дистильованої води, щоб вугільні електроди були занурені на певну глибину. Включити прилад в електромережу. Стежити за електричною лампою-індикатором. Зробити висновок. Вийняти електроди, попередньо виключивши струм, і витерти їх папером. Так само перевірити, чи проводять електричний струм кухонна сіль і цукор в кристалічному стані і в розчині, а також розчини солей Кальцій та Купрум(II) хлоридів, Натрій сульфату і Натрій ацетату, а також Амоній гідроксиду. Написати рівняння реакцій електролітичної дисоціації цих солей.

Дослід 2. Реакція середовища розчинів солей.

Налити у 5 пробірок по 3-5 см³ дистильованої води. Першу пробірку залишити як контрольну, а в інші чотири внести приблизно по 0,2-0,3 г кристалів солей: Na₂CO₃, AlCl₃, CH₃COONH₄, KCl. Перемішати їх вміст і визначити рН одержаних розчинів і води за допомогою універсального індикатору. Дані дослідів записати у таблицю:

Формула солі	рН розчину	Рівняння реакції гідролізу солі в йонній формі

Пояснити, чому розчин Калій хлориду та Амоній ацетату мають рН=7?

Дослід 3. Вплив розбавлення на гідроліз солей.

Налити в пробірку 1-2 см³ розчину Вісмут нітрату і додати дистильованої води до помутніння. Написати рівняння реакції гідролізу, знаючи, що в осад випадає оксосіль.

Дослід 4. Вплив температури на гідроліз.

До 3-4 см³ розчину Натрій ацетату додати 1-2 краплини фенолфталеїну і нагріти до кипіння. Як змінюється інтенсивність забарвлення? Охолодити розчин. Що спостерігається?

Дослід 5. Повний гідроліз.

У дві пробірки налейте по 1-2 см³ розчину Алюміній сульфату. В одну з них додайте 1-2 см³ розчину соди, а в другу – розчину Натрій сульфату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Добування хлору окисненням хлороводню Марганець (IV) оксидом (під тягою!). Насипати у пробірку трохи MnO₂ і прилити близько 1/3 об'єму пробірки концентрованої хлоридної кислоти. Пробірку закрити пробкою із зігнутою газопровідною трубкою, закріпити пробірку трохи похило так, щоб кінець газовідвідної трубки опускався до дна підставленої сухої пробірки. Заповнити хлором дві пробірки, закрити пробкою пробірки і залишити їх для проведення досліду 7.

Дослід 7. Дослідження хімічної активності хлору (під тягою!).

Трохи розтертого порошку стибію висипати у першу пробірку з хлором. Стежати за спалахуванням порошинок стибію у хлорі.

У другу пробірку з хлором кинути нагрітий шматок алюмінієвої фольги. Стежити за реакцією і за утворенням білого диму.

Дослід 8. Окиснення хлором йоду.

Налити у пробірку 1-2 см³ розчину Калій йодиду і краплями додати хлорну воду до розчинення і знебарвлення вільного йоду, що випав в осад спочатку.

Аналогічно додають хлорну воду до розчину KBr. При цьому впевнюються, що вільний бром надлишком хлору не окиснюється. Записати рівняння реакцій.

Дослід 9. Реакція виявлення іонів Броду.

Налити у пробірку 1-2 см³ розчину KBr, прилити в два рази більший об'єм хлорної води і близько 1 см³ хлороформу (або етеру). Суміш енергійно збовтати і дати їй відстоятися. Спостерігають характерне забарвлення броду в розчині хлороформу (або етеру).

Ця реакція дає можливість виявити бром при наявності вільного йоду, забарвлення якого маскує забарвлення вільного броду.

Дослід 10. Виявлення іонів Йоду.

До 1-2 см³ розчину Калій йодиду прилити кілька крапель хлорної води і близько 1 см³ хлороформу (або етеру). Суміш енергійно збовтати і дати відстоятися. Спостерігають характерне забарвлення йоду в хлороформі (або ефірі).

Дослід 11. Добування Манган (II) гідроксиду.

Налити у пробірку 2-3 см³ розчину MnSO₄ і додати розбавлений розчин луку до утворення білого осаду. В одну пробірку прилити сульфатну кислоту

до утворення осаду, а у другу – хлорну воду до зміни забарвлення осаду, в третю – надлишок лугу. Записати рівняння реакцій.

Третю пробірку залишити в штативі для порівняння забарвлення осаду (через 25-30 хв.).

Дослід 12. Добування Манган (II) сульфїду.

Налити у пробірку 2-3 см³ розчину MnSO₄ і такий самий об'єм розчину (NH₄)₂S. Розчин з осадом розлити у дві пробірки. В одну пробірку прилити надлишок розбавленої сульфатної кислоти, а в другу – розчин лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій.

Дослід 13. Вплив середовища на окиснювальні властивості Калій перманганату. Налити у три пробірки по 3-4 см³ розчину Калій перманганату і додати по 0,5 см³: в першу – розбавленої сульфатної кислоти, у другу – 4 н розчину лугу, в третю – води. У кожену пробірку прилити по 3-4 см³ Натрій сульфату. Спостерігати за змінами, які відбуваються у кожному розчині. Записати рівняння реакцій.

Дослід 14. Окисно-відновні реакції при взаємодії сполук Мангану з різними ступенями окиснення. Налити у пробірку 2-3 см³ розчину MnSO₄ і, перемішуючи, прилити краплями розчин KMnO₄. Спостерігають за випаданням осаду Манган (IV) оксиду.

Приклади тестових завдань

1. До сильних електролітів відноситься...
А) хлорид срібла; Б) сульфатна кислота; В) сульфїт калію.
2. До слабких електролітів відноситься...
А) нітратна кислота; Б) сульфатна кислота; В) силікатна кислота.
3. Процес електролітичної дисоціації є...
А) екзотермічним; Б) ендотермічним; В) оборотним.
3. Ступінь дисоціації — це...
А) відношення кількості розчиненої речовини до загальної кількості речовин в розчині;
Б) негативний логарифм концентрації катіонів в розчині;
В) відношення числа молекул, що розпалися на іон до загального числа молекул розчиненої речовини.
4. Чисельне значення ступеня дисоціації електроліту в розчині при даній температурі залежить від...
А) атмосферного тиску; В) концентрації розчину;
Б) наявності каталізатора; Г) агрегатного стану електроліту.

Тема 10

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТВІ МЕТАЛІВ. ЕЛЕКТРОЛІЗ. ФЕРУМ ТА ЙОГО СПОЛУКИ. РОДИНА ЗАЛІЗА.

Мета: Вивчити електрохімічні властивості металів, процеси електролізу, принцип дії гальванічного елемента, вивчити особливості елементів родини феруму та їх сполук. Вміти проводити хімічні дослідження та складати рівняння хімічних реакцій, які характеризують властивості металів та їх сполук. Вивчити біологічну роль металів та їх сполук.

Перелік питань для самопідготовки

Рівновага на межі метал \leftrightarrow розчин. Поняття подвійного електричного шару. Виникнення різниці потенціалів на межі метал \leftrightarrow розчин. Електродний потенціал металу. Стандартні електродні потенціали. Ряд стандартних електродних потенціалів металів і основні наслідки, що витікають з нього. Рівняння Нернста. Хімічні джерела електричного струму. Гальванічні елементи.

Електроліз. Електроліз розчинів і розплавів. Закони електролізу. Практичне значення електролізу. Гальваностегія і гальванопластика.

Залізо, його властивості. Ферум (II) і Ферум (III) оксиди та гідроксиди, їх властивості. Комплексні сполуки Феруму. Чавун і сталь.

Порівняння властивостей найважливіших сполук Fe, Co, Ni (II, III), їх одержання, застосування. Феррати. Комплексні сполуки Fe, Co, Ni. Біологічна роль сполук Fe, Co, Ni.

Короткі теоретичні відомості

Електроліз - окислювально-відновний процес, що протікає при проходженні електричного струму через розчин або розплав електроліту.

При електролізі катод (-) має негативний заряд, до нього рухаються позитивно заряджені катіони, які приймають електрони і відновлюються.

Анод (+) - електрод, який має позитивний заряд, до нього рухаються негативно заряджені аніони, вони віддають електрони анода і окислюються.

Якщо помістити в розчин хлориду Купруму (II) дві металеві пластинки, підключені до джерела постійного струму, то будуть спостерігатися такі явища:

1. Електрод, заряджений негативно (катод), поступово покривається червоним нальотом міді.

2. На електроді, зарядженому позитивно (анод), утворюються бульбашки газу - хлору (див. рис.1).

Пояснюється це наступним чином. CuCl_2 у водному розчині дисоціює на іони:

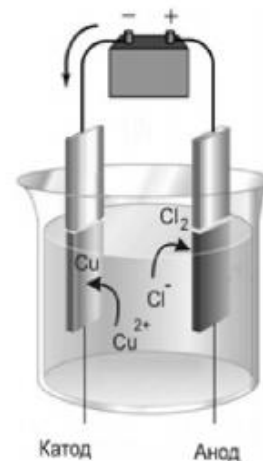
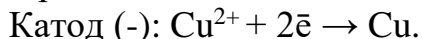
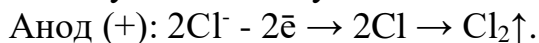


Рис.1. Електроліз розчину CuCl_2

При пропущенні електричного струму через цей розчин позитивно заряджені катіони Купруму (Cu^{2+}) рухаються до негативно зарядженого електроду - катода. Досягнувши катода, іони міді приймають електрони, перетворюючись в атоми міді:



Негативно заряджені аніони хлору (Cl^-) рухаються до позитивно зарядженого електроду - аноду. Досягнувши анода, іони хлору віддають електрони, перетворюючись в атоми хлору, а потім в молекули Cl_2 , який виділяється у вигляді газу:



При електролізі водних розчинів в реакції можуть брати участь не тільки іони електроліту, а й молекули води (див. схеми катодних та анодних процесів, наведених далі по тексту).

Схема катодних процесів



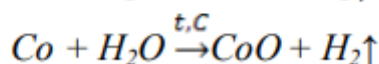
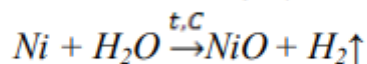
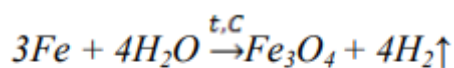
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pt^{2+}	Au^{3+}
Тільки: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$					Одночасно $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ $\text{M}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{M}$						Тільки: $\text{M}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{M}$					

Схема анодних процесів

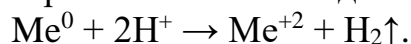
I^-	Br^-	Cl^-	OH^-			F^-	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}
$2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I} \rightarrow \text{I}_2$			$4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$			$2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$				

Родина Заліза. Побічна підгрупа VIII групи періодичної системи охоплює три тріади d- елементів. Першу тріаду утворюють елементи Феруму, Кобальту і Ніколу Fe – Co – Ni. Їх, звичайно, виділяють у родину заліза. Елементи цієї тріади мають два електрони в зовнішньому електронному шарі атома, всі вони – метали. Крім зовнішніх електронів в утворенні хімічних зв'язків беруть участь також електрони з передостаннього недобудованого шару. Для цих елементів характерними є ступінь окислення +2, +3. Для Кобальту та Ніколу найбільш стійка ступінь окислення +2 і менш стійка +3. Вища ступінь окислення +6 зустрічається тільки у Феруму. Метали родини Феруму хімічно активні. Ферум значно активніше Кобальту та Ніколу, які знаходяться ближче до Олова, ніж Ферум.

З водою метали родини заліза реагують при високих температурах:



В кислотах усі метали розчиняються з виділенням водню:



Гідроксиди $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і $\text{Fe}(\text{OH})_3$ мають основний характер. Під дією окислювачів, у тому числі і кисню, іони Fe^{+2} легко окислюються у Fe^{+3} . $\text{Co}(\text{OH})_3$ і $\text{Ni}(\text{OH})_3$ – дуже сильні окислювачі, тому при взаємодії з кислотами дають солі двовалентних Кобальту і Ніколу.

Солі родини Феруму, в своїй більшості, добре розчиняються у воді. Розчини солей Феруму (II) майже безбарвні, розчини солей Феруму (III) забарвлені в коричневий, солі Кобальту (II) – в рожевий, Ніколу (II) – в зелений колір. При дії на розчини Fe^{+2} калій цианідом отримують осад Ферум цианіда $\text{Fe}(\text{CN})_2$. Якщо додати надлишок калій цианіду осад розчиниться з утворенням комплексної сполуки $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - жовта кров'яна сіль або ферроцианід Калію. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ з сіллю Fe^{+3} утворює Ферум ферроцианід синього кольору $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ – берлінська лазур. Ця сполука розчиняється у лугах з утворенням $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ця реакція є якісною на іони Fe^{+3} . Якісною реакцією на іони Fe^{2+} є взаємодія з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При цьому утворюється турнбулева синь $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Характерною властивістю Феруму та інших елементів його родини є спроможність утворювати з СО карбонільні сполуки: $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$.

Застосування Феруму. У техніці залізо та його сплави (чавуни і сталі) називають чорними металами, а їх виробництво – чорною металургією. Чавун – сплав заліза з вуглецем (понад 2,14%). Сталь – сплав заліза з вуглецем (не більше 2,14%).

Сплав Ni з Cr (ніхром) використовують для електронагрівальних приладів; монель-метал (сплав Ni з 30% Cu) – для хімічної апаратури. Сплави, що містять 8% Ni та 18% Cr називають неіржавіючими. Часто з чистого нікелю виготовляють предмети домашнього вжитку – посуд. Сплави Ni та Co переважно стійкі до дії агресивних середовищ, тому не забруднюють харчові продукти і можуть застосовуватися для виготовлення обладнання харчової промисловості. Металокерамічні сплави з Co використовують для виготовлення різальних інструментів. Сплави на основі кобальту здатні зберігати магнітні властивості за високих температур.

Біологічна роль та токсикологія. В організмі людини міститься близько 4г іонів заліза, він відіграє дуже важливу роль у процесах переносу кисню тканинам та клітинам, видаленні вуглекислого газу: більша частина заліза в організмі зосереджена у формі гемоглобіну. Біля 13% заліза в організмі знаходиться у вигляді феритину – глобулярного білку, що відіграє роль сховища заліза в організмі.

Вміст заліза у воді більше 1-2 мг/л значно погіршує її органолептичні властивості, викликає у людини алергічні реакції, може стати причиною

захворювань крові та печінки (гемохроматоз). Надлишок заліза (200 мг та більше) може викликати токсичну дію. Передозування пригнічує антиоксидантну систему організму, тому вживати препарати Fe здоровим людям не рекомендується. Більш токсичними є двовалентні сполуки заліза. Пил Fe та його оксидів викликає сидероз (різновид захворювання дихальних шляхів – пневмоконіозу).

Кобальт – один з мікроелементів, життєво важливих організму. Він входить до складу вітаміну B12 (кобаламін). Кобальт бере участь у кровотворенні, функціях нервової системи та печінки, ферментативних реакціях. За відсутності кобальту розвивається акабальтоз. Надлишок кобальту для людини шкідливий. Сполуки кобальту негативно діють на щитовидну залозу, викликають дерматози.

Нікель відноситься до мікроелементів, необхідних для нормального розвитку живих організмів. Однак, про його роль у живих організмах відомо небагато. Він бере участь у ферментативних реакціях тварин та рослин. Підшлункова залоза багата на нікель. Нікель – основна причина алергії (контактного дерматиту) на метали, що контактують зі шкірою. Нікель може пригнічувати дію адреналіну та знижувати артеріальний тиск. Надлишок Ni викликає вітіліго. Сполуки Ni є канцерогенними.

Питання для самоперевірки:

1. Охарактеризуйте поняття електролізу. Чим відрізняється процес електролізу в розплаві та водному розчині електроліту?

2. Поясніть поняття корозія металів. Вкажіть способи, які підвищують корозостійкість металів.

3. Напишіть рівняння реакції одержання гідроксидів заліза (III), кобальту (II), нікелю (II).

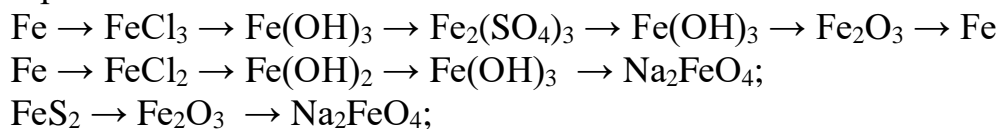
4. Напишіть рівняння реакцій і підберіть коефіцієнти:



5. Наведіть приклади комплексних сполук елементів родини заліза.

6. Охарактеризуйте способи одержання заліза та його найважливіших сплавів у промисловості.

7. Написати молекулярні та іонні рівняння реакції, які мають місце при таких перетвореннях:



8. Закінчити рівняння реакцій:



9. Розчини заліза(III) хлориду викликають коагуляцію білків, тому раніше їх використовували в якості кровоспинного засобу. На чому заснована їх коагулююча дія?

Лабораторна робота №10

Реактиви. Розчини лугів (NaOH, KOH), розчин амоніаку (NH₄OH), кислот (HCl, H₂SO₄, HNO₃), солей (CuSO₄, CuCl₂, FeSO₄, Fe₂(SO₄)₃, KSCN, CoCl₂, NiSO₄, FeCl₃, KJ, NH₄SCN), розчин крохмалю та пероксиду водню (H₂O₂), шматочки алюмінію, кристалічний NaCl, гранули цику, залізні ошурки, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка, пробірки, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Хімічна та електрохімічна корозія металів.

А) У дві пробірки налити по 2 см³ 0,5 М розчину Купрум (II) сульфату, а у третю – стільки ж 0,5 М розчину Купрум (II) хлориду. До кожної пробірки внести по шматочку алюмінію. У пробірці з розчином Купрум (II) хлориду відразу починається виділення водню, а поверхня алюмінію покривається шаром міді. У пробірках із Купрум (II) сульфатом реакція практично не відбувається. Потім до однієї з цих пробірок додати кілька кристалів сухого NaCl. Що при цьому відбувається? Наявність якого з йонів у розчині (Cl⁻ чи SO₄²⁻) більше сприяє корозії алюмінію і чому?

Б) У дві пробірки налити по 1-2 см³ 2 М розчину сульфатної кислоти. До однієї з них додати кілька краплин розчину Купрум (II) сульфату та у дві пробірки внести по шматочку гранульованого цинку. Чи однакова інтенсивність виділення водню у обох пробірках? Яке значення має Купрум (II) сульфат у інтенсифікації кислотної корозії цинку?

Дослід 2. Дія кислот на залізо.

Налити у пробірки по 2-3 см³ одного з розчинів розбавлених кислот: сульфатної, хлоридної і нітратної. У кожну пробірку опустити по кілька дрібних стружок заліза. Записати рівняння реакцій та спостереження.

Як і в попередньому досліді, налити у пробірки концентровану сульфатну, хлоридну і нітратну кислоти і в кожну з них кинути залізні ошурки (під тягою!). Пробірку, в якій реакція спочатку непомітна, злегка нагріти.

Дослід 3. Отримання гідроксидів Феруму (II), Кобальту (II) та Нікелю (II). В три пробірки внести по 5-6 крапель свіжо приготованого розчину FeSO₄, CoCl₂ та NiSO₄. У кожну пробірку по краплям додати 2н розчин NaOH. Що спостерігається? У які кольори забарвлені осаді? Скласти рівняння реакцій.

До осаду Fe(OH)₂ та Co(OH)₂ додати 1-2 краплі розчину H₂O₂. Що спостерігається? Запишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 4. Дія Калій роданіду на солі Fe²⁺ і Fe³⁺.

В одну пробірку налити 1-2 см³ свіжо приготовленого розчину FeSO₄, а в другу – такий самий об'єм розчину Fe₂(SO₄)₃. У кожен розчин додати по 2-3 см³ розчину KSCN. Звернути увагу на забарвлення розчинів, записати рівняння реакцій.

Дослід 5. Отримання гідроксиду заліза та вивчення його властивостей. В дві пробірки внести по 2-3 см³ FeCl₃ і в кожну додати по краплині 2н розчин NaOH. Що спостерігається? Яке забарвлення осадів?

До утвореного осаду Fe(OH)₃ в одну пробірку додати 2-3 краплі 2н розчину HNO₃, а в іншу – 3 краплі 2н розчину NaOH. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Відновлення сполук Феруму (III).

В пробірку до 1 краплі розчину KJ додати 1-2 краплі розчину FeCl₃. Отриманий розчин розвести дистильованою водою до світложовтого кольору і додати 2-3 краплі розчину крохмалю. Поява синього забарвлення свідчить про наявність вільного йоду в розчині. Написати рівняння реакції.

Дослід 7. Комплексні сполуки заліза, кобальту і нікелю.

А) В пробірку внести 2-3 краплі FeCl₃, додати 1 см³ дистильованої води, потім додати 1 краплю 0,1 н розчину KCNS або NH₄CNS. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Б) В пробірку внести 2-3 краплі CoCl₂, потім додати 2-3 краплі 0,1 н розчину KCNS або NH₄CNS. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

В) В пробірку внести 2-3 краплі NiSO₄ і додати 1-2 краплі 2н розчину Натрію гідроксиду. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Потім в пробірку з осадом внести 2 краплі концентрованого розчину аміаку. Що спостерігається? Написати рівняння реакції. Зробити висновки.

Приклади тестових завдань

1. Яку кількість хрому додають при виплавці нержавіючих сталей :
А) 5%, Б) 1%, В) 12%.
2. Наведені реакції $Fe + O_2 + H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$
 $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$ або $2Fe_2O_3 \cdot 6H_2O$
свідчить про те, що Ферум:
А) поглинає водень,
Б) в розжареному стані легко горить,
В) на повітрі, у вологій атмосфері покривається іржею.
3. Сплав хрому з нікелем і залізом (ніхром), який витримує великий електричний опір, використовується для виробництва:
А) електричних дротів,
Б) посуду,
В) спіралей електронагрівальних приладів.
4. Наведена схема окисно-відновної реакції $Fe_2(SO_4)_3 + KJ \rightarrow FeSO_4 + J_2 + K_2SO_4$
свідчить про те, що сполуки, які містять Fe⁺³, мають властивості:
А) основні, Б) відновні, В) оксині.

НАЗВИ ДЕЯКИХ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ПРОСТИХ РЕЧОВИН

Формула або символ хімічного елемента	Назва хімічного елемента	Проста речовина
H ₂	Гідроген	Водень
O ₂	Оксиген	Кисень
N ₂	Нітроген	Азот
Cl ₂	Хлор	Хлор
F ₂	Флуор	Фтор
I ₂	Йод	Йод
C	Карбон	Вуглець
Si	Силіцій	Кремній
S	Сульфур	Сірка
P	Фосфор	Фосфор
Na	Натрій	Натрій
K	Калій	Калій
Ca	Кальцій	Кальцій
Ba	Барій	Барій
Cu	Купрум	Мідь
Ag	Аргентум	Срібло
Au	Аурум	Золото
Pb	Плюмбум	Свинець
Hg	Меркурій, Гідраргіум	Ртуть
Ni	Нікол	Нікель
Fe	Ферум	Залізо
Al	Алюміній	Алюміній
Mn	Манган	Марганець
Co	Кобальт	Кобальт
Sn	Станум	Олово
Zn	Цинк	Цинк
Cd	Кадмій	Кадмій

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М. Загальна хімія. – К.: Вища школі, 1991. – 431 с.;
2. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: підр. для студ. вищ. вавч. закл. – К.: ВТФ “Перун”, 2004. – 480 с.
3. Музиченко В.П., Луцевич Д.Д, Яворська Л.П. Медична хімія: підручник. – К.: Всеукраїнське спеціалізоване видавництво «Медицина», 3-є вид., випр., 2018. – 496 с.
4. Бончарук Ю.В. Хімія загальна та неорганічна – Херсон: Олді-Плюс, 2006. – 332 с.
5. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. — М., Высшая школа, 2000. – 254 с.
6. Сегеда А.С. Неорганічна хімія. – К.: Кондор. 2008. – 308 с.
7. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Клюєва Р.Г. Практикум з загальної та неорганічної хімії – Вінниця: Нова книга, 2003. – 112 с.
8. Гирина Н.П., Туманова І.В. Практикум з неорганічної хімії: навч. посібник - К. : ВСВ «Медицина», 2012 – 123с.
9. Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М. Самойленко В.М. Загальна та неорганічна хімія: Практикум. Київ. Либідь. 2004. С. 336.
10. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії.-Львів: Світ, 2000. – 227с.
11. Мустяца О.Н., Янкович В.М. Загальна хімія.-Київ: Арістей, 2012.-466с.
12. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-Київ: Каравела, 2012.-303 с.
13. Калибачук В.А., Грищенко Л.И., Галинская В.И., Гождинский С.М., Овсянникова Т.А., Самарский В.А. Медицинская химия. Учебник.-Киев и Медицина, 2008.-202 с.
14. Серета А.С. Неорганічна хімія. Пропедевтичний курс. Навч. посіб. Видання третє, доповнене, змінене. Київ. Кондор. 2018. – 308с.
15. Цветкова Л.Б. Неорганічна хімія: теорія і задачі: навч. посіб. Львів. «Магнолія 2006». 2018. – 412с.
16. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: підручник. Львів: Видавництво Львівської політехніки. 2016. 324с.

ЗМІСТ

	Стор.
Передмова.....	3
Правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії.....	4
Перша допомога при нещасних випадках.....	5
Тема 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	6
<i>Лабораторна робота №1</i>	9
Тема 2. БУДОВА АТОМА. ГІДРОГЕН. ЕЛЕМЕНТИ І ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.....	11
<i>Лабораторна робота № 2</i>	14
Тема 3. БУДОВА АТОМА. ЕЛЕМЕНТИ ІІ ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.....	17
<i>Лабораторна робота №3</i>	20
Тема 4. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. БОР І АЛЮМІНІЙ.....	23
<i>Лабораторна робота № 4</i>	27
Тема 5. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА. КАРБОН І СИЛІЦІЙ.....	29
<i>Лабораторна робота №5</i>	35
Тема 6. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ. НІТРОГЕН. СОЛІ АМОНІЮ. ФОСФОР ТА ЙОГО СПОЛУКИ.....	39
<i>Лабораторна робота №6</i>	42
Тема 7. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. КИСНЕВІ СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ. НІТРИТНА ТА НІТРАТНА КИСЛОТИ, ЇХ ВЛАСТИВОСТІ.....	45
<i>Лабораторна робота №7</i>	49
Тема 8. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. ОКСИГЕН. СУЛЬФУР ТА ЙОГО СПОЛУКИ.....	53
<i>Лабораторна робота №8</i>	58
Тема 9. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ. ГАЛОГЕНИ ТА ЇХ СПОЛУКИ. МАНГАН ТА ЙОГО СПОЛУКИ.....	64
<i>Лабораторна робота №9</i>	70
Тема 10. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТВІ МЕТАЛІВ. ЕЛЕКТРОЛІЗ. ФЕРУМ ТА ЙОГО СПОЛУКИ. РОДИНА ФЕРУМУ <i>Лабораторна робота №10</i>	73
НАЗВИ ДЕЯКИХ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ПРОСТИХ РЕЧОВИН.....	79
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	80