

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ МИХАЙЛА ОСТРОГРАДСЬКОГО



МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ЩОДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ
«ХІМІЯ»
МОДУЛЬ 1. **ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**
ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ
ЗА НАПРЯМОМ 6.051401 – «БІОТЕХНОЛОГІЯ»
ЧАСТИНА 2. **НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ**

КРЕМЕНЧУК 2015

Методичні вказівки щодо виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія», Модуль 1. Загальна та неорганічна хімія для студентів денної форми навчання за напрямом 6.051401 – «Біотехнологія», частина 2.
Неорганічна хімія

Укладачі: к.х.н., доц. О. В. Новохатько
старш. викл. О. О. Никифорова
Рецензент к.х.н., доц. Т. Ф. Козловська

Кафедра «Біотехнологія та здоров'я людини»

Затверджено методичною радою Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського

Протокол № _____ від _____

Голова методичної ради _____ проф. В. В. Костін

ЗМІСТ

Вступ	4
1 Перелік лабораторних робіт	6
Лабораторна робота № 1 Лужні та лужноземельні метали.....	6
Лабораторна робота № 2 Кальцій та Магній. Визначення жорсткості води.....	10
Лабораторна робота № 3 Бор, Алюміній	14
Лабораторна робота № 4 Карбон і його сполуки.....	18
Лабораторна робота № 5 Нітроген і його сполуки	21
Лабораторна робота № 6 Сульфур і його сполуки	25
Лабораторна робота № 7 Елементи підгрупи Германію	30
Лабораторна робота № 8 Галогени	33
Лабораторна робота № 9 Елементи підгрупи Хрому	36
Лабораторна робота № 10 Цинк, Кадмій та Меркурій	38
Лабораторна робота № 11 Манган і його сполуки.....	41
Лабораторна робота № 12 Елементи підгрупи Феруму.....	45
Лабораторна робота № 13 Елементи підгрупи Купруму.....	47
2 Критерії оцінювання знань студентів	50
Список літератури.....	51

ВСТУП

Методичні вказівки охоплюють найважливіші теоретичні розділи курсу. Під час підготовки до лабораторної роботи студент повинен вивчити теоретичний матеріал і хід виконання дослідів. У процесі виконання дослідів необхідно дотримуватись усіх заходів безпеки. Категорично забороняється відступати від умов виконання дослідів, описаних у методичних вказівках.

На лабораторних заняттях студенти поглиблюють теоретичні знання та набувають навичок і техніки хімічного експерименту. Без вміння експериментувати, навіть при досконалому оволодінні теорією, не може бути повноцінного фахівця біотехнолога. Це вміння не є природним, а виробляється практикою.

Якщо вже у ВНЗ студент засвоїть прийоми і навички експериментування, то в його практичній роботі швидко набувається раціональний підхід до виконання будь-якого завдання.

Щоб успішно проводити дослідів на лабораторних заняттях, необхідно ретельно до них готуватися. Для цього слід: 1) попередньо вивчити теоретичний матеріал даної теми за підручником; 2) ознайомитися з описом майбутньої роботи і відповісти на контрольні запитання; 3) не розпочинати дослідів, доки не стане зрозумілою мета роботи, послідовність її виконання і не буде перевірений зібраний прилад; 4) опис усіх проведених дослідів, спостережень і висновки слід занести відразу до лабораторного зошита.

У процесі роботи потрібно уважно спостерігати за перебігом реакцій, за їх особливостями: випадання чи розчинення осадів, зміна забарвлення, теплові ефекти, показання приладів і т. д.

Результати кожної операції необхідно негайно записувати. Не можна відкладати записи, сподіваючись на свою пам'ять. Точний запис, навіть неправильно виконаної операції, надає певної користі, оскільки допомагає знайти похибку, збагнути її причину й, отже, уникнути її повторення.

У лабораторному зошиті слід коротко описувати досліди, зарисовувати схеми апаратури, наводити формули і розрахунки, складати рівняння реакцій і висновки. До зошита слід заносити як допоміжні, так і остаточні цифрові записи та розрахунки. Робити обчислення на окремих аркушах паперу і записувати до зошита вже готові результати не слід, бо це нерідко спричиняє помилки. Правильне ведення лабораторного зошита дає цінний матеріал для підготовки до іспиту з курсу неорганічної хімії.

Можна рекомендувати таку схему запису:

1. Дата.
2. Назва лабораторної роботи та її номер.
3. Назва досліду і його номер.
4. Опис спостережень, рівняння реакцій, схема приладу, розрахунки, таблиці, графіки з обов'язковими відповідями на питання.
5. Висновки.

Лабораторний журнал необхідно заповнювати в ході практичних занять у міру виконання роботи.

Після вивчення дисципліни студент повинен

знати:

- основні хімічні поняття і закони, типи хімічних реакцій;
- енергетику, напрям, механізм перебігу основних хімічних і електрохімічних процесів, властивості металів і неметалів і їх сполук;

вміти:

- виконувати розрахунки для будь-яких процесів;
- користуватися періодичною системою елементів, складати формули хімічних сполук і рівняння хімічних реакцій, які виражають суть процесів між різними хімічними речовинами;

1 ПЕРЕЛІК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Лабораторна робота № 1

Тема. Лужні та лужноземельні метали

Мета: вивчення хімічних властивостей лужних і лужноземельних металів на основі виконаних дослідів

Короткі теоретичні відомості

Лужні метали – це форма існування у вільному стані таких елементів, як Літій Li, Натрій Na, Калій K, Рубідій Rb, Цезій Cs, Францій Fr, що утворюють головну підгрупу першої групи періодичної системи або 1А групу. Вони мають назву лужних, оскільки їх гідроксиди є сильними лугами.

Елементи Кальцій Ca, Стронцій Sr, Барій Ba, Радій Ra мають назву лужноземельних металів, так як їхні гідроксиди мають лужні властивості, а їхні тугоплавкі оксиди раніше називали «землями». Ці елементи входять до складу головної підгрупи другої групи періодичної системи або ІІА групи.

Електронні конфігурації атомів лужних металів свідчать, що будова їхнього зовнішнього енергетичного рівня однакова – ns^1 ; це s–елементи, де n – номер періоду.

Вони мають найменші значення електронегативності серед усіх хімічних елементів. У складних хімічних сполуках лужні метали виявляють тільки один ступінь окиснення +1 і з іншими елементами зв'язані іонним зв'язком.

На зовнішньому енергетичному рівні атоми лужноземельних елементів мають по два електрони. Це також s–елементи з конфігурацією зовнішнього рівня – ns^2 . У хімічних сполуках вони виявляють ступінь окиснення +2.

У ряду стандартних електродних потенціалів лужні та лужноземельні метали розташовані ліворуч і мають найменші з усіх металів значення. Це зумовлює такі властивості металів:

а) їхні атоми є сильними відновниками, а позитивні іони – дуже слабкими окисниками;

б) вони – найактивніші метали, що витісняють водень не тільки з кислот – слабких окисників, а й з води;

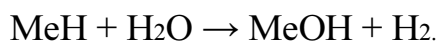
в) ці метали не можна одержати електролізом водних розчинів їхніх солей;

г) вони не витісняють інші метали з водних розчинів їхніх солей, бо активно розчиняються у воді.

Це пояснюється тим, що під час занурення металів у розчин будь-якої солі вони реагують з водою з утворенням гідроксиду металу.

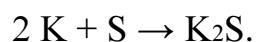
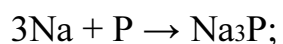
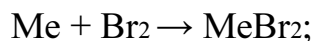
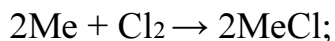
Їхні гідроксиди – луги. Металічні властивості елементів посилюються зі зростанням порядкового номера.

З воднем лужні і лужноземельні метали утворюють гідриди, які є дуже сильними відновниками:

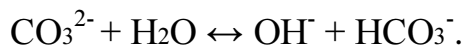
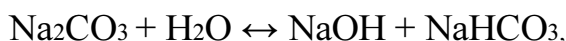


Гідриди лужноземельних металів менш стійкі.

Лужні і лужноземельні метали взаємодіють з багатьма простими речовинами, такими, як галогени, Сульфур, Нітроген, Фосфор, Карбон, Силіцій та ін.



Солі слабких кислот лужних і лужноземельних металів у розчинах піддаються гідролізу:



Усі солі лужних металів, за винятком Li_3PO_4 , Li_2CO_3 , LiF розчинні у воді сполуки. Серед солей лужноземельних металів добре розчинні галіди, окрім фторидів, нітрати. Погано розчиняються у воді фториди, сульфати, карбонати, фосфати.

Хід роботи

Дослід 1. Гідроліз солей лужних металів

У одну пробірку помістити декілька кристалів K_2CO_3 , у другу – CH_3COONa . Влити в кожен пробірку дистильованої води. Розчинити солі і дослідити ці розчини 2–3 краплинами фенолфталеїну. Порівняти зміну забарвлення фенолфталеїну в двох пробірках. Яка з солей більше гідролізує?

Аналогічний дослід виконати з KCl , KNO_3 , Na_2SO_4 . Чи зазнали ці солі гідролізу? Скласти рівняння реакцій у молекулярній та іонній формі.

Дослід 2. Порівняльна розчинність сульфатів лужноземельних металів

До трьох розчинів $CaCl_2$, $SrCl_2$, $BaCl_2$, що знаходяться у трьох пробірках, додати однаковий об'єм насиченого розчину $CaSO_4$. Спостерігати появу муті в пробірках із $BaCl_2$ і $SrCl_2$. У першій із них муть з'являється відразу після того, як додали $CaSO_4$, у другій – через деякий час. У пробірці з $CaCl_2$ рідина залишається прозорою. Скласти рівняння реакцій.

Подібним чином додати в три пробірки з розчинами $CaCl_2$, $SrCl_2$, $BaCl_2$ насичений розчин $SrSO_4$. У цьому випадку муть з'являється через деякий час після кип'ятіння розчину. Написати рівняння реакцій.

На основі виконаних дослідів зробити висновки про порівняльну розчинність сульфатів Кальцію, Стронцію та Барію.

Дослід 3. Одержання карбонатів Кальцію, Стронцію та Барію

До 5–6 краплин розчинів хлоридів Кальцію, Стронцію та Барію додати 1–2 краплини розчину Na_2CO_3 . Дослідити одержані осад на розчинність у HCl . Написати рівняння реакцій.

Дослід 4. Одержання гідроксидів Кальцію, Стронцію та Барію

До 5–6 краплин розчинів $BaCl_2$ і $SrCl_2$ додати 1–2 краплі розбавленого розчину $NaOH$. Звернути увагу на кількість осаду в кожній пробірці. Написати рівняння реакцій.

Дослід повторити з розбавленим розчином NH_4OH замість $NaOH$. Порівняти з результатами попереднього дослід. Дати пояснення. Скласти рівняння відповідних реакцій.

Дослід 5. Одержання карбонату і гідрокарбонату кальцію

Через розчин $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (15–20 краплин), пропустити вуглекислий газ із апарата Кіпа до появи білого осаду CaCO_3 . Продовжувати пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Скласти рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Написати електронні формули атомів Літію, Калію, Цезію. Який з цих елементів – найсильніший відновник? Чому?
2. Напишіть приклади двох реакцій, у яких атом Натрію є відновником. Чи можуть атоми лужних металів бути окисниками?
3. Яку реакцію середовища мають розчини солей KNO_3 , K_2S , CH_3COOK ? Напишіть іонні рівняння для тих сполук, які зазнають гідролізу.
4. Які речовини утворюються при пропусканні через розчини NaOH , H_2S , Cl_2 , CO_2 , SO_2 ? Напишіть рівняння можливих реакцій.
5. Як відрізняються гідриди лужних металів від гідридів неметалів за характером хімічного зв'язку і фізичними властивостями?

Література: [1, с. 472–477, 510–516; 2, с.324–342].

Лабораторна робота № 2

Тема. Кальцій та Магній. Визначення твердості води.

Мета: вивчення хімічних властивостей Кальцію та Магнію.

Короткі теоретичні відомості

Прозорий розчин кальцій гідроксиду називають вапняною водою. Солі Кальцію завжди містяться в природних водах. Пояснюється це помітною розчинністю гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Крім того, у присутності карбон (IV) оксиду розчиняються у воді карбонати Кальцію та Магнію:



Природну воду, що містить багато гідрокарбонатів або сульфатів Кальцію та Магнію, вважають жорсткою. Така вода утворює накип на лопатях турбін і

стінках парових котлів, у ній згортається мило, вона не відповідає вимогам харчової і текстильної промисловості.

Розрізняють тимчасову (карбонатну) і постійну (некарбонатну) жорсткість води. Перша обумовлена присутністю гідрокарбонатів, які легко розкладаються при нагріванні:

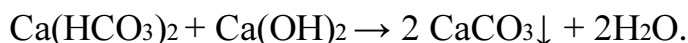
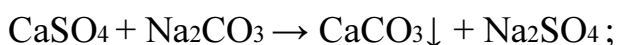


Карбонатну твердість води тому й називають тимчасовою або усувною. Постійна жорсткість води обумовлюється сульфатами Кальцію (CaSO_4) і Магнію (MgSO_4). Вона не усувається кип'ятінням.

Суму тимчасової і постійної жорсткості називають загальною жорсткістю природної води. У нашій країні її характеризують кількістю міліеквівалентів (мекв) катіонів Ca^{2+} та Mg^{2+} , що містяться в 1 дм^3 води.

При підготовці природної води для технічних цілей практикується так зване пом'якшення води, тобто видалення з неї солей. Досягається це хімічними методами або за допомогою іонного обміну.

Сутність хімічного (содо-вапняного) способу полягає в тому, що до жорсткої води додають соду і гашене вапно, які осаджують кальцій у вигляді карбонатів:



Для хімічного пом'якшення жорсткої води використовують також солі Натрію, які осаджують катіони Кальцію і Магнію: фосфат Na_3PO_4 , гексаметафосфат $(\text{Na}_3\text{PO}_3)_6$, тетраборат $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ та ін.

Хід роботи

Дослід 1. Властивості солей Кальцію і Магнію

1. До 1 мл розчину магній сульфату долити 1 мл розчину натрій гідроксиду. Спостерігати утворення осаду. Перевірити його на розчинність у кислотах і лугах.

2. До 1 мл розчину кальцій хлориду долити 1 мл розчину сульфатної кислоти. Спостерігати утворення осаду. Пояснити умови утворення осаду.

Дослід 2. Якісні реакції на катіони Кальцію і Магнію

1. До 1 мл розчину солі кальцій хлориду долити 1 мл амоній оксалату. Спостерігати утворення осаду. Перевірити його на розчинність в ацетатній та нітратній кислотах. Записати рівняння реакцій.

2. У пробірку до 1 мл розчину магній хлориду додати 1 мл розчину амоній гідроксиду до утворення осаду. Додати 2 мл розчину амоній хлориду до повного розчинення осаду. До одержаного розчину долити 1 мл розчину натрій гідрогенсульфату. Спостерігати утворення осаду. Записати рівняння реакцій.

Дослід 3. Визначення йонів Кальцію у воді

У пробірку набрати 5 мл проточної води, долити 1 мл амоній оксалату. Спостерігати утворення осаду. Записати рівняння реакцій.

Дослід 4. Визначення тимчасової жорсткості води

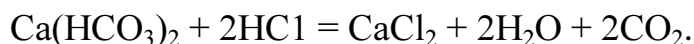
Жорсткість води визначається кількістю міліеквівалентів (мекв) іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , які містяться в одному літрі води. Оскільки маса 1 мекв Ca^{2+} дорівнює 20,04 мг, а 1 мекв іонів Mg^{2+} – 12,16 мг, то згідно з визначенням загальної жорсткості води T у міліеквівалентах на літр можна обчислити за формулою:

$$T = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,15}$$

За жорсткістю природну воду поділяють на дуже м'яку із жорсткістю до 1,5 мекв/дм³; м'яку – від 1,5 до 4 мекв/дм³; середньої жорсткості – від 4 до 8 мекв/дм³; тверду – від 8 до 12 мекв/л; дуже тверду – понад 12 мекв/дм³.

Особливо великою твердістю відрізняється вода морів і океанів (65–130 мекв/л). Твердість води господарчо-питних водопроводів не повинна перевищувати 7 мекв/л.

Спосіб базується на реакції між соляною кислотою і гідрокарбонатами:



При титруванні кислотою доданий до води індикатор метилоранж змінює забарвлення, як тільки в розчині з'явиться невеликий надлишок кислоти.

Виміряти циліндром по 100 мл водопровідної води, вилити у дві колби, додати 2–3 краплі метилоранжу. Одна з колб залишається для контролю. У другу колбу доливати, увесь час активно перемішуючи, з бюретки по краплях 0,1н розчин соляної кислоти, доки від однієї краплі кислоти забарвлення з жовтого не перетвориться на рожеве (порівняти колір у контрольній колбі). Титрування повторюють 2–3 рази. Для розрахунку беруть середній результат.

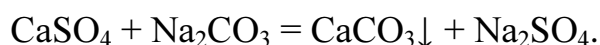
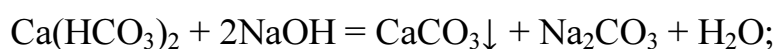
Розрахунок тимчасової жорсткості проводять за формулою:

$$T_T = \frac{C_{H(HCl)} V_{(HCl)} \cdot 1000}{V_{\text{води}}}$$

де T_T – тимчасова жорсткість води, мекв/дм³; $C_{H(HCl)}$ – еквівалентна концентрація розчину кислоти; $V_{(HCl)}$ – об'єм розчину кислоти, мл; $V_{\text{(води)}}$ – об'єм досліджуваної води, мл.

Дослід 5. Визначення загальної жорсткості води

Метод базується на осадженні іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} розчином надлишку лужної суміші, що складається з NaOH і Na_2CO_3 :



Частина суміші, що не прореагувала, титрується соляною кислотою. Знаючи, скільки лужної суміші пішло на титрування солей Ca^{2+} та Mg^{2+} , обчислюють загальну жорсткість води.

Відміряти мірним циліндром в колбу 100 мл водопровідної води і додати до неї 20 мл 0,1н розчину лужної суміші (10 мл 0,1н NaOH і 10 мл 0,1н Na_2CO_3). Кип'ятити розчин протягом трьох хвилин, дати йому охолонути. Потім розчин відфільтрувати крізь складений фільтр. До фільтрату додати 2–3 краплі метилоранжу і титрувати 0,1н розчином соляної кислоти до переходу забарвлення у рожеве.

Обчислити загальну твердість води за формулою:

$$T_3 = \frac{C_{H(\text{лугу})} V_{(\text{лугу})} - C_{H(HCl)} V_{(HCl)}}{V_{\text{(води)}}}$$

де T_3 – загальна твердість води, мекв/дм³; $C_{H(\text{лугу})}$ – еквівалентна концентрація лужної суміші; $V_{(\text{лугу})}$ – об'єм розчину лужної суміші, см³; $C_{H(\text{HCl})}$ – еквівалентна концентрація розчину кислоти; $V_{(\text{HCl})}$ – об'єм розчину кислоти, що витрачено на титрування, см³; $V_{(\text{води})}$ – об'єм досліджуваної води, см³.

Обчислити постійну жорсткість: $T_{\text{п}} = T_3 - T_{\text{т}}$.

До якого типу твердості належить досліджувана вода?

Контрольні питання

1. Чому карбонати Кальцію і Магнію розчиняються в природній воді? Складіть рівняння відповідних реакцій.
2. Що береться за одиницю виміру жорсткості води?
3. На титрування 100 мл води в присутності метилового оранжевого витрачено 3,4 мл 0,0088 н розчину сірчаної кислоти. Обчисліть жорсткість води в мекв/дм³.
4. Обчисліть жорсткість води, якщо на її усунення пішло 265 г Na_2CO_3 з розрахунку на 1 м³ води?
5. Жорсткість води, яка містить лише гідрокарбонат кальцію, дорівнює 1,785 мекв/л. Визначити масу $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ у кожному літрі води.

Література: [1, с. 518–520; 2, с. 331–342].

Лабораторна робота № 3

Тема. Бор, Алюміній

Мета: вивчення властивостей Бору, Алюмінію та їхніх сполук.

Короткі теоретичні відомості

Бор і Алюміній розташовані у IIIA групі періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва. Електронна конфігурація атомів цих елементів ns^2np^1 . У незбудженому (стаціонарному) стані вони мають по одному неспареному (поодинокому) електрону, що міститься на останньому енергетичному рівні. У збудженому стані Бор і Алюміній мають три неспарених електрони і

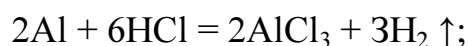
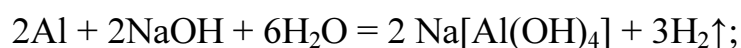
виявляють ступінь окиснення +3. Це найбільш типовий ступінь окиснення для цих елементів.

Бор за своїми хімічними властивостями належить до неметалів. Оксид бору, борний ангідрид, B_2O_3 проявляє кислотні властивості, утворюючи цілу низку кислот: H_3BO_3 – борну, HBO_2 – метаборну та поліборні кислоти загальної формули $(B_2O_3)_x \cdot (H_2O)_y$, із яких найпростіша за складом тетраборна кислота – $H_2B_4O_7$ ($2B_2O_3 \cdot H_2O$).

Кислоти Бору – слабкі електроліти. У водних розчинах найбільш стійкою є H_3BO_3 . Важливою сполукою Бору є натрій тетраборат або бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$.

Алюміній за значенням стандартного електродного потенціалу ($-1,66$ В) належить до найактивніших металів, здатних витіснити Гідроген навіть з води. Але в атмосфері Оксигену алюміній укривається оксидною плівкою Al_2O_3 , яка захищає метал від подальшого окиснення.

Алюміній належить до металів з амфотерними властивостями: він взаємодіє як з кислотами, так і з лугами. Алюміній розчинюється в лугах і кислотах-неокиснювачах (наприклад HCl і H_2SO_4 (розв.)), причому в усіх випадках виділяється газоподібний гідроген:



Концентровані нітратна та сульфатна кислоти на холоді пасивують алюміній, ущільнюючи захисну плівку на його поверхні.

Найбільше практичне значення мають такі солі Алюмінію, як алюміній хлорид – його використовують як каталізатор в органічному синтезі; галун – $KAl(SO_4)_2 \cdot 2H_2O$ – використовується при обробці шкіри; алюміній сульфат $Al_2(SO_4)_3 \cdot 8 H_2O$ – застосовують у проклеюванні паперу.

Хід роботи

Дослід 1. Добування борної кислоти

Приготувати насичений розчин бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, розчинюючи її при нагріванні у невеликій кількості води. До отриманого розчину після охолодження обережно додати 1–2 мл концентрованої сульфатної кислоти, охолодити пробірку для зменшення розчинності отриманої борної кислоти.

Скласти рівняння реакції.

Дослід 2. Властивості борної кислоти

1. Відмітити розчинність H_3BO_3 у холодній воді і при нагріванні.

2. Невелику кількість борної кислоти розчинити у воді і визначити за допомогою лакмусу середовище розчину. Зробити висновок про силу борної кислоти.

3. Витиснення борною кислотою летких кислот з їх солей.

Добре перемішану суміш, що складається з 0,5 г NaCl і 0,5 г H_3BO_3 , внести в пробірку, яку нагріти полум'ям пальника. Спостерігати виділення HCl за утворенням білого «димув» амоній хлориду при наближенні змоченої розчином амоніаку скляної палички до місця виходу гідроген хлориду з пробірки.

4. Гідроліз бури.

Розчинити в 1–2 мл води маленький кристалик бури і визначити лакмусом реакцію середовища. Написати рівняння реакції гідролізу в молекулярній та йонній формах.

Дослід 3. Взаємодія алюмінію з кислотами

1. Налити в дві пробірки по 5–7 крапель 2н розчину кислот: у першу – сульфатної, у другу – хлоридної. Внести в кожен пробірку невелику кількість стружок (або порошку) Алюмінію. Спостерігати, в якій з кислот реакція відбувається активніше. Написати рівняння реакції.

2. Порівняти розчинність алюмінію у концентрованій нітратній кислоті ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) на холоді та при підігріванні. Пояснити, чому нітратна кислота

реагує тільки гарячою? Написати рівняння реакції.

3. Пасивація алюмінію. Обробити в двох пробірках невелику кількість стружок алюмінію упродовж 5–10 хвилин відповідно концентрованою азотною кислотою і 10 %-ним розчином калій дихромату. Злити рідину і промити метал водою. Після цього подіяти на метал соляною кислотою. Чи відбувається реакція?

Дослід 4. Добування алюміній гідроксиду та доказ його амфотерності

1. Додати у дві пробірки по 2 мл розчину алюміній сульфату і долити по краплях розчин натрій гідроксиду до утворення драглистого осаду алюміній гідроксиду. У першу пробірку додати розведеної соляної кислоти до розчинення осаду. У другу пробірку долити надлишок розчину натрій гідроксиду. Осад розчиняється. Написати рівняння проведених реакцій.

2. Розчинення алюмінію у сильних лугах.

У пробірку з декількома шматочками алюмінію влити 1–2 мл концентрованого розчину NaOH. Спостерігати виділення пухирців газу. Скласти рівняння реакції.

Дослід 5. Гідроліз солей Алюмінію

Провести випробування індикатором середовища водного розчину $AlCl_3$. Яким індикатором потрібно користуватися? Скласти рівняння реакції.

До 1–2 мл розчину алюміній сульфату додати таку ж кількість розчину натрій карбонату. Скласти рівняння реакцій, урахувуючи, що внаслідок гідролізу утворюється алюміній гідроксид.

До розчину солі Алюмінію долити розчин натрій сульфату. Що спостерігається? Скласти рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Як взаємодіє Бор з кислотами-окиснювачами? Написати рівняння реакцій.

2. Як отримати солі борних кислот?

3. Які хімічні властивості має оксид бору?

4. Як взаємодіє Алюміній з кислотами-окиснювачами? Написати рівняння реакцій.

5. Рівняннями хімічних реакцій підтвердити амфотерність оксиду і гідроксиду Алюмінію.

6. У чому суть алюмотермії?

7. Підрахувати процентний вміст алюміній оксиду у каоліні.

8. Яка функція захисної плівки алюміній оксиду в боротьбі з корозією металу?

Література: [1, с. 530–536; 2, с. 342–352].

Лабораторна робота № 4

Тема. Карбон і його сполуки

Мета: вивчення властивостей Карбону, Силіцію та їхніх сполук.

Короткі теоретичні відомості

Карбон С ($1s^2 2s^2 2p^2$) (у вигляді будь-якої алотропічної видозміни) важко плавиться, не розчиняється у звичайних розчинах, вельми інертний (особливо у вигляді алмазу), вступає в реакцію тільки з дуже енергійними окиснювачами. При нагріванні його хімічна активність підвищується.

Карбон (IV) оксид – слабкий окиснювач. Тільки активні відновники віднімають у нього кисень (горіння Mg в CO_2). Він безпосередньо взаємодіє з аміаком, утворюючи карбамід (сечовину) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, що використовується в сільському господарстві:



Вугільна кислота H_2CO_3 – дуже слабка і неміцна кислота, яка існує тільки у водному розчині ($K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ і $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$).

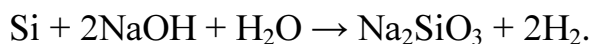
У водному розчині карбон (IV) оксиду CO_2 має місце така рівновага:



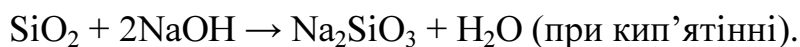
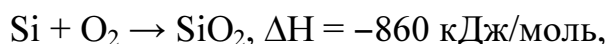
Існують два ряди солей вугільної кислоти: середні – карбонати (Na_2CO_3 , CaCO_3) і кислі – гідрокарбонати NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Із карбонатів у воді розчинні майже всі. У водному розчині розчинні карбонати зазнають гідролізу. У природі гідрокарбонати утворюються із карбонатів за схемою:



Силіцій ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$) – дуже поширений елемент: його вміст у земній корі становить 27,7 % (за масою). У вільному вигляді силіцій одержують відновленням його оксиду SiO_2 вугіллям і магнієм. Розчини кислот (крім плавикової) на кремній не діють, із лугами він взаємодіє з утворенням солі та водню:



Безпосередньо з воднем кремній не взаємодіє. Силіцій (IV) оксид SiO_2 утворюється при згорянні кремнію на повітрі:



Силіцій (IV) оксиду відповідає ряд кислот загальної формули $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Наприклад, $x\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, або $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$ – метакремнієва кислота; або H_4SiO_4 – ортокремнієва кислота; $2\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ або $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ – двометакремнієва кислота і т. д.

Метакремнієва кислота $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$ – дуже слабка, нерозчинна у воді, легко виділяється із розчинів її солей іншими кислотами (навіть вугільною); при сильному нагріванні розкладається з утворенням силікагелю – білої твердої маси, що має велику адсорбційну здатність.

Хід роботи

Дослід 1. Відновлювальні властивості вугілля

До тугоплавкої циліндричної пробірки внести близько 0,5 г купрум (II) оксиду та 0,1 г подрібненого в порошок деревного вугілля, ретельно перемішати скляною паличкою. Пробірку горизонтально закріпити в лапці штатива. Потім пробірку цілком прогріти полум'ям пальника, а суміш сильно прогріти.

Спостерігати за кольором суміші. Прогрівання припинити, коли вміст пробірки змінить чорний колір на червоний – колір металічної міді. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Гідроліз солей вугільної кислоти

У дві конічні пробірки налити по 8–10 крапель розчинів солей: в одну Na_2CO_3 , у другу – NaHCO_3 . До кожної пробірки внести по 1–2 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. Пояснити, чому забарвлення розчинів різне? Написати рівняння реакцій гідролізу натрію карбонату і гідрокарбонату.

Дослід 3. Одержання і властивості Силіцію

У фарфоровій ступці змішати 0,5 г тонкоподрібненого кварцового піску з 0,75 г порошкоподібного магнію. Суміш висипати в циліндричну пробірку, закріплену в лапці штатива над листом азбесту. Прогріти пробірку по всій довжині, а потім сильно нагріти її дно. Коли суміш сильно нагріється внаслідок реакції, нагрівання припинити, а пробірці дати охолонути.

Розбивши пробірку, перенести продукт розжарювання невеликими порціями до мікросклянки, наполовину наповненої розведеною (1:1) соляною кислотою. Який газ виділяється? Чим пояснюються спалахи, що спостерігаються біля поверхні рідини? Пояснить утворення білого диму.

На дні мікросклянки осідає силіцій у вигляді бурого порошка. Відфільтрувати осад силіцію і промити його на фільтрі дистильованою водою. Узяти мікрошпателем невелику кількість одержаного силіцію, перенести в конічну пробірку і додати 6–8 крапель 2 %-ного розчину натрій гідроксиду. Який газ виділяється? Написати рівняння реакції. Випробувати відношення силіцію до кислот.

Контрольні питання

1. Написати формули можливих оксидів і гідроксидів р-елементів IV групи та охарактеризувати їх кислотно-основні властивості.

2. З позиції методу валентних зв'язків пояснить механізм утворення хімічного зв'язку в молекулі CO.

3. Визначте, яка з наведених солей більш гідролізована (у розчинах однакової концентрації): натрій карбонат чи натрій силікат, якщо константи дисоціації карбонатної кислоти дорівнюють $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$. Константи дисоціації силікатної кислоти $K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$.

Література: [1, с. 364–376; 2, с. 280–296].

Лабораторна робота № 5

Тема. Нітроген і його сполуки

Мета: вивчення властивостей Нітрогену та його сполук

Короткі теоретичні відомості

Нітроген – елемент головної підгрупи V групи періодичної системи елементів.

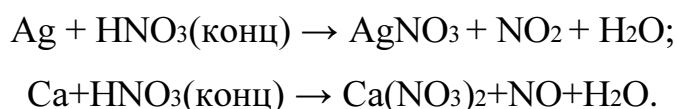
Будова зовнішнього електронного шару атома Нітрогену $1s^2 2s^2 2p^3$. Нітроген належить до типу р-елементів, у сполуках може проявляти ступені окиснення +5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3.

У найвищому ступені окиснення (+5) Нітроген може бути тільки окислювачем. Нітратна кислота належить до найсильніших кислот є найенергійнішим окиснювачем. HNO_3 діє майже на всі метали, за винятком золота, платини, танталу, родію, іридію.

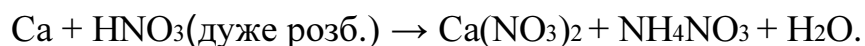
Будучи як окиснювачем, нітратна кислота може відновлюватися до різних продуктів:



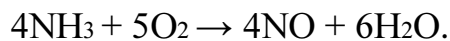
Яка з цих речовин утворюється, залежить від природи відновника, від концентрації кислоти і від умов реакції. При взаємодії концентрованої HNO_3 з малоактивними металами, наприклад міддю або сріблом, виділяється NO_2 , у випадку більш активних металів утворюється NO . Наприклад:



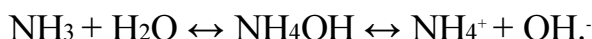
При взаємодії розбавленої HNO_3 з малоактивними металами утворюється NO , з активними – N_2O . Наприклад:



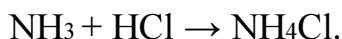
Нітроген у нижньому ступені окиснення (-3) виявляє властивості тільки відновника. Наприклад:



Амоніак взаємодіє з водою. Розчин амоніаку, що утворюється, є слабкою основою:



Реагуючи з кислотами у вільному стані або в розчині, амоніак нейтралізує їх, утворюючи солі амонію. Наприклад:



У сполуках, де Нітроген має проміжну ступінь окиснення, він виявляє окисно-відновну двоїстість.

Так, наприклад, нітритна кислота під дією відновників відновлюється звичайно до NO , а в реакціях з окиснювачами – окиснюється до HNO_3 . Підтвердженням цього буде дослід 4.

Хід роботи

Дослід 1. Властивості нітратної кислоти та її солей

1. Покласти у дві пробірки по 2–3 кусочки міді і долити в першу пробірку 3–4 мл концентрованої, а в другу – стільки ж розбавленої нітратної кислоти. Нагріти обидві пробірки на малому вогні. Спостерігати явища, що відбуваються. Написати рівняння реакцій.

2. Два залізних цвяхи очистити від іржі наждачним папером, промити водою, насухо витерти. Один цвях опустити в пробірку з розчином купрум сульфату. Другий цвях опустити в пробірку з концентрованою нітратною кислотою. Через 3–4 хвилини витягти і занурити у розчин купрум сульфату. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій. Зробити висновки щодо утворення на залізі захисного шару Fe_3O_4 .

3. Насипати $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ до чверті пробірки і закріпити її вертикально в затискачі штатива. Нижню частину пробірки нагріти на полум'ї спиртівки. Внести в пробірку лучинку, яка тліє. Що відбувається? Який газ виділяється? Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Добування амоніаку

Змішати у фарфоровій ступці або на папері однакові маси кальцій гідроксиду з амоній хлоридом. Насипати в пробірку до половини суміші, заткнути пробкою з газовідвідною трубкою, яку закріпити у штативі, і злегка нагріти. Амоніак, що виділяється, зібрати в суху пробірку, перевернуту догори дном (рис. 5.1).

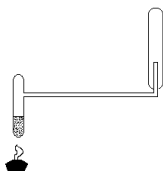


Рис. 5.1. – Прилад для добування амоніаку

Через 1–2 хвилини зняти пробірку. Заткнути отвір пальцем, занурити в чашку з водою, тримаючи пробірку догори дном. У воду перед дослідом додати 2–3 краплі розчину фенолфталеїну. Відіткнути отвір пробірки під водою і злегка похитувати. Вода буде заповнювати пробірку. Забарвлення води в пробірці зміниться. Як? Описати спостережуване явище. Написати реакції добування аміаку та розчинення його у воді.

Дослід 3. Визначення процентної концентрації амоніаку в продажному нашатирному спирті

Високий вузький циліндр наповнити на дві третини розчином продажного нашатирного спирту. Занурити в розчин ареометр і визначити густину розчину. За густиною визначити процентну концентрацію амоніаку в продажному нашатирному спирті за допомогою довідникових таблиць.

Дослід 4. Властивості нітритної кислоти

1. Налити в пробірку 5–6 крапель розчину NaNO_2 , стільки ж розчину сульфатної кислоти. Охолодити пробірку з розчином водою під краном. Написати рівняння реакції добування нітритної кислоти.

2. До отриманого розчину додати 1–2 краплі калій перманганату. Написати рівняння реакції. Які властивості проявляє при цьому нітритна кислота?

3. Налити в пробірку 5–6 крапель калій йодиду, 1–2 краплі сульфатної кислоти і додати стільки ж розчину натрій нітриту. До отриманої суміші додати 1–2 краплі крохмалю. Що спостерігається? Які властивості проявляє нітритна кислота в цьому випадку?

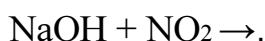
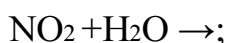
Контрольні питання

1. Яким способом добувають амоніак у промисловості?
2. Написати рівняння повного гідролізу магній нітриду.
3. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



4. Написати рівняння реакцій розкладання амоній хлориду та амоній нітрату при нагріванні.

5. Закінчити рівняння реакцій:



6. Який об'єм газу (н. у.) буде виділений при розчиненні 12,8 г міді у 120 г 60 %-ного розчину HNO_3 ?

Література: [1, с. 335–350, 2, с. 252–267].

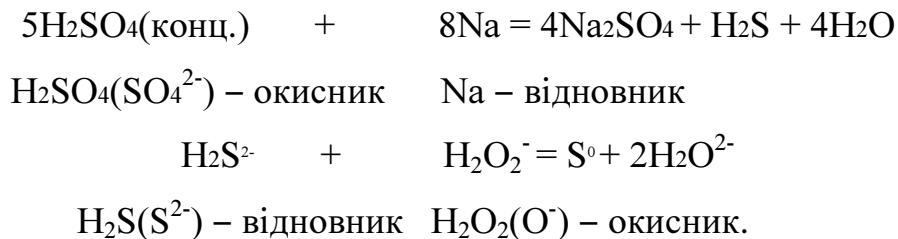
Лабораторна робота № 6

Тема. Сульфур та його сполуки

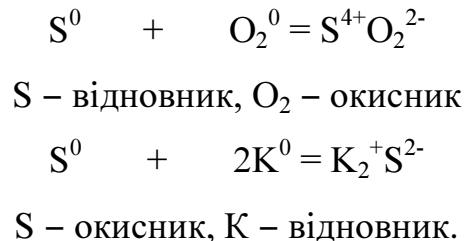
Мета: вивчення властивостей Сульфуру та його сполук.

Короткі теоретичні відомості

Сульфур – найпоширеніший і практично найважливіший після Оксигену елемент головної підгрупи VI групи періодичної системи елементів. Електронна формула атома Сульфуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; він належить до сімейства р-елементів. У сполуках виявляє ступені окиснення +6, +4, +2, 0, -2. Сполуки з вищим позитивним ступенем окиснення Сульфуру в реакціях виявляють тільки окиснювальні властивості, з нижчим негативним – тільки відновні. Наприклад:



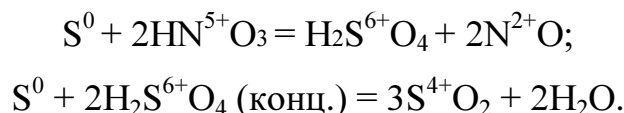
Сполуки з проміжними ступенями окиснення Сульфуру в реакціях можуть бути як відновниками, так і окисниками. Наприклад:



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 аурому, платини й іридію. Наприклад:



Сульфур реагує також з багатьма сполуками, наприклад:



$3S^0 + 6NaOH(\text{конц.}) = 2Na_2S^{2-} + Na_2S^{4+}O_3 + 3H_2O$ (реакція диспропорціонування).

Воднева сполука Сульфур – водень сульфід H_2S , отруйний газ, добре розчинний у воді. Є сильним відновником. Слабка сульфідна кислота дисоціює послідовно за двома стадіями:



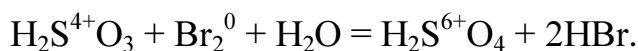
Сульфідна кислота як двоосновна утворює два ряди солей: середні, сульфідні і кислі – гідросульфідні. Майже всі гідросульфідні добре розчиняються у воді. Сульфідні лужних і лужноземельних металів також розчинні у воді, а решта сульфідів металів практично нерозчинні або малорозчинні. Чим менше добуток розчинності (ДР), тим легше утворюється осад і тим складніше його розчинити. На різній розчинності сульфідів і різному забарвленні багатьох із них базується якісний аналіз катіонів.

Сульфур утворює оксиди $S^{+4}O_2$ та $S^{+6}O_3$.

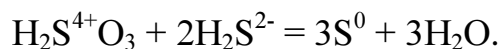
У водних розчинах основна маса SO_2 знаходиться у гідратованій формі $SO_2 \cdot n H_2O$. В одному об'ємі води розчиняється 40 об'ємів SO_2 . Невелика частина SO_2 взаємодіє з водою:



Сульфитна кислота і її солі є сильними відновниками. Наприклад:



Проте, H_2SO_3 може бути і окисником. Наприклад:



Сульфур (VI) оксид SO_3 – безбарвна рідина, яка активно поглинає вологу, утворюючи сульфатну кислоту: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

SO_3 поглинається концентрованою сульфатною кислотою, з утворенням олеуму.

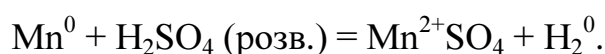
Сульфатна кислота дисоціює ступінчасто, утворюючи середні солі – сульфати та кислі – гідросульфати.

H₂SO₄ надзвичайно гігроскопічна. Поглинає вологу з виділенням великої кількості теплоти, тому для її розведення потрібно сульфатну кислоту додавати невеликими порціями до води при постійному перемішуванні.

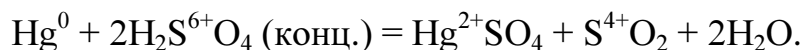
Важливою хімічною властивістю сульфатної кислоти є взаємодія з металами.

Розбавлена і концентрована сульфатна кислота реагує з ними по-різному. У розбавленій окисником кислоті є іон Гідрогену. І тому вона розчиняє тільки метали, розташовані в ряду стандартних електродних потенціалів до Гідрогену.

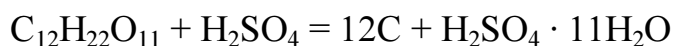
Наприклад:



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



Концентрована сульфатна кислота обуглює органічні речовини – цукор, папір, дерево, волокна тощо. При цьому утворюються гідрати сульфатної кислоти:



Сульфатна кислота нелетка, тому вона витісняє інші кислоти із сухих солей. Наприклад: NaNO₃(кр.) + H₂SO₄ = NaHSO₄ + HNO₃.

Що стосується розчинів солей, то такого витіснення із кислот не відбувається, за винятком найслабкіших.

Суттєве практичне значення мають солі сульфатної кислоти, більшість з яких розчинна у воді. Солі CaSO₄ і PbSO₄ малорозчинні у воді, а BaSO₄ – практично нерозчинна як у воді, так і в кислотах, тому солі Ва використовують як реагент на сірчану кислоту та її солі, тобто на іон SO₄²⁻:



При цьому випадає білий осад барій сульфату.

Хід роботи

Дослід 1. Реакція відкриття аніона сульфатної кислоти

Налити у три пробірки по 5–6 крапель розчину: в одну – сульфатної кислоти, в другу – натрій сульфату, в третю – купрум (II) сульфату. У кожен з пробірок долити розчин барій сульфату до утворення осадів. Написати рівняння реакцій в іонній і молекулярній формі. Випробувати розчинність одержаного осаду в хлоридній кислоті.

Дослід 2. Окиснювальні властивості сульфатної кислоти

1. Дія розведеної сульфатної кислоти на метали.

У три пробірки покласти: в першу – шматок заліза, в другу – цинку і в третю – міді. У всі пробірки долити по 2 мл розведеної сульфатної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

2. Окиснення металів концентрованою сульфатною кислотою

В одну пробірку покласти гранулу цинку, в другу – 2–3 шматочки мідного дроту. У кожен з пробірок налити по 2 мл концентрованої сульфатної кислоти (обережно!). Визначити, які гази виділяються. На що вказує забарвлення розчину в одній з пробірок у синій колір? Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Дія концентрованої сульфатної кислоти на деревину (демонстраційний дослід)

Налити в пробірку 2 мл концентрованої сірчаної кислоти і занурити в неї скалку. Що спостерігається? Написати рівняння реакції, враховуючи, що концентрована H_2SO_4 віднімає в органічній речовині деревини (целюлози) воду.

Дослід 4. Відновні властивості сульфідів – солей сульфідної кислоти

Налити в пробірку 5–6 крапель розчину калій дихромату, підкислити 2–3 краплями 2н розчину сульфатної кислоти і додати трохи кристалічного натрій сульфіду. З чим пов'язана зміна кольору розчину? Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Окиснювальні властивості солей сульфідної кислоти

Налити в пробірку 2 мл сірководневої води і додати трохи натрій сульфїту. Чим пояснюється виділення вільної сірки? Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Відновні властивості гідроген сульфїду і сульфїдів – солей сульфїдної кислоти

В одну пробірку налити 5–6 крапель сірководневої води і додати 3–4 краплі йодної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

У другу пробірку налити 5–6 крапель розчину калій перманганату, підкислити 2н розчином сульфатної кислоти і долити 5–6 крапель розчину натрій сульфїту. Закінчити рівняння реакції:



Дослід 7. Осадження сульфїдів металів і розчинення їх у кислотах

Налити в окремі пробірки по 4–5 крапель розчинів солей Mn^{2+} , Fe^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} . У кожну з пробірок долити по 2–3 краплі розчину амоній сульфїду. Указати колір осадів.

До отриманих осадів сульфїдів долити по 8–10 крапель 2н розчину хлоридної кислоти. Відмітити, які сульфїди розчинні і які практично нерозчинні. Написати рівняння реакцій. Як пов'язана розчинність сульфїдів у кислому середовищі з їх добутком розчинності?

$$\text{ДР}(\text{MnS})=1,1 \cdot 10^{-15}$$

$$\text{ДР}(\text{FeS})=3,8 \cdot 10^{-20}$$

$$\text{ДР}(\text{ZnS})=6 \cdot 10^{-28}$$

$$\text{ДР}(\text{CdS})=7,1 \cdot 10^{-28}$$

$$\text{ДР}(\text{CuS})=3 \cdot 10^{-38}$$

Контрольні питання

1. Перелічіть хімічні властивості сульфатної кислоти. Наведіть рівняння реакцій, зазначивши, в якому випадку сульфатна кислота є: а) окисником; б) водовіднімаючою речовиною; в) нелеткою кислотою.

2. Чому не можна висушувати гідроген сульфїд, пропускаючи його крізь концентровану сульфатну кислоту? Відповідь поясніть реакціями, унаслідок яких утворюється жовтуватий осад і газ із різким запахом.

3. Скільки колчедану з умістом Сульфуру 45 % потрібно для добування 1 т безводної сульфатної кислоти за умови, що виробничі втрати Сульфуру становлять 5 %?

4. Сірчистий ангідрид (сульфур IV) оксид) розчинили у воді. До розчину долили бромної води до появи зумовленого бромом забарвлення, а потім – розчину барій хлориду, взятого в надлишку. Після випаровування розчину утворилося 1,185 г сухого залишку. Обчислити кількість речовини сірчистого ангідриду (сульфур (IV) оксиду), розчинену у воді?

5. Густина 60 %-ної сульфатної кислоти – 1,503. Визначити молярність цієї кислоти.

Література: [1, с. 319–332; 2, 237–245].

Лабораторна робота № 7

Тема. Елементи підгрупи Германію

Мета: вивчення властивостей елементів підгрупи Германію та їх сполук

Короткі теоретичні відомості

До головної підгрупи IV групи належать типові елементи: Карбон, Силіцій, Германій, Станум, Плюмбум.

У цій підгрупі при зростанні порядкового номеру зростає атомний радіус, неметалеві властивості послаблюються, а металеві – зростають, тому Карбон і Силіцій – неметали, Германій, Станум, Плюмбум – метали.

Різниця в хімічній природі простих речовин яскраво виявляється у їх відношенні до нітратної кислоти. При окисненні концентрованою HNO_3 Карбон окиснюється до CO_2 , Германій – до германієвої кислоти, Станум – до β-олов'яної кислоти:

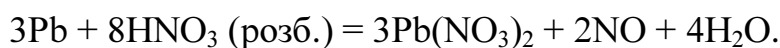


У розведеній HNO_3 Станум поводитья як метал, окиснюючись до Sn(II):

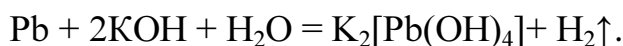
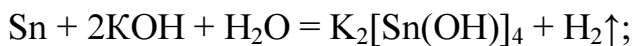
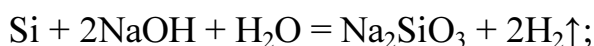


Для Плюмбуму нітратна кислота – найкращий розчинник:

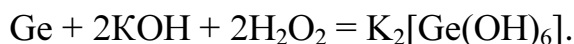




Силіцій розчиняється в суміші HNO_3 із HF . При нагріванні Силіцій, Станум, Плюмбум реагують з водним розчином лугів:

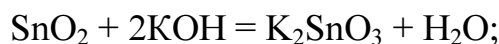


Германій розчиняється в лугах тільки в присутності окисників:

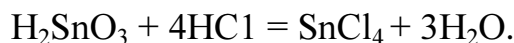
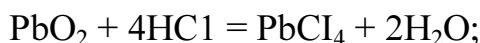


Елементи IVA – підгрупи утворюють оксиди типу RO та RO_2 , водневі сполуки типу RH_4 . Гідрати вищих оксидів Карбону і Силіцію мають кислотні властивості, а інших елементів – амфотерні. Оксиди CO та SiO – несолетвірні. Інші оксиди типу RO амфотерні з перевагою основних властивостей. Зверху вниз основність зростає. Міцність водневих сполук зменшується від Карбону до Плюмбуму.

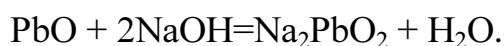
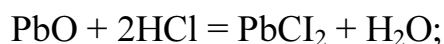
Кислотний характер оксидів і гідроксидів елементів виявляється при взаємодії з лугами:



Основні функції оксидів і гідроксидів Sn і Pb підтверджуються реакціями з сильними кислотами:



На прикладі плюмбум (II) оксиду розглянемо амфотерність сполук $\text{Me}(\text{II})$:



Хід роботи

Дослід 1. Відношення Стануму і Плюмбуму до кислот

Дослідити поведінку Стануму і Плюмбуму в 2н розчинах HCl, H₂SO₄, HNO₃ і в концентрованих HNO₃ й H₂SO₄ (1:1) на холоді та при нагріванні. Для кожного досліді використати гранулу металу і по 1–2 мл розчину кислоти. Зафіксуйте спостереження: за яких умов і в якій кислоті найкраще розчиняється метал? Складіть рівняння всіх реакцій, що відбуваються.

Дослід 2. Взаємодія Стануму і Плюмбуму з розчинами лугів

Провести перевірку дії 40 % розчину їдкого натру на Станум і Плюмбум у холодному стані та при нагріванні, використовуючи по 1–2 гранули металів. Скласти рівняння реакцій. Зробити висновок, чому ці метали здатні розчинятися в лугах?

Дослід 3. Одержання станум (IV) гідроксиду та дослідження його амфотерності

До розчину SnCl₄ долити розчин амоніаку. Одержаний осад дослідити на дію соляної кислоти (2н) і на надлишок лугу (40 %). Пояснити спостереження. Скласти рівняння. У якому реактиві станум (IV) гідроксид розчиняється краще?

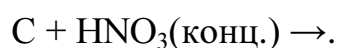
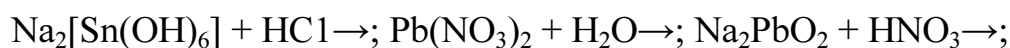
Дослід 4. Окислювальні властивості плюмбум (IV) двооксиду

У пробірку внести кілька кристалів PbO₂, долити 2–3 краплі концентрованої нітратної кислоти. Суміш прокип'ятити під тягою. Далі додати 2–3 краплі розчину сполуки Mn (II). Знову довести до кипіння. Дати можливість розчину відстоятись. Спостерігати червоно-фіолетове забарвлення розчину завдяки утворенню іону MnO₄⁻. Скласти окиснювально-відновне рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Чим пояснюється стійкість Плюмбуму стосовно розведеної та помірно концентрованої H₂SO₄, але нестійкість його стосовно концентрованих (більше 80 %) розчинів цієї ж кислоти?

2. Завершити рівняння реакцій:



Література: [1, с. 438–445; 2, с. 299–305].

Лабораторна робота № 8

Тема. Галогени

Мета: вивчення властивостей галогенів.

Короткі теоретичні відомості

До групи VIIA входять елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод й Астат (останній – радіоактивний елемент), їхня загальна назва – галогени. Атоми галогенів мають на зовнішньому рівні по сім електронів у стані s^2p^5 .

Прагнучи завершити зовнішній рівень, вони приєднують по одному електрону, виявляючи ступінь окиснення, що дорівнює -1 . Такий ступінь окиснення галогени мають у сполуках із воднем і металами. Однак атоми галогенів, крім Флуору, можуть виявляти і позитивний ступінь окиснення: $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

Це пояснюється електронною будовою атомів, яку для атомів Флуору можна уявити так: $1s^22s^22p^5$.

Як найбільш електронегативний елемент ($x = 4,10$), Флуор може приймати тільки один електрон на $2p$ -підрівень. У нього один неспарений електрон, тому Флуор буває одновалентним, а його ступінь окиснення завжди « -1 ».

У атома хлору Cl $1s^22s^22p^63s^23p^5$ один неспарений електрон на $3p$ -підрівні і Хлор у звичайному (незбудженому) стані одновалентний. Та, оскільки Хлор перебуває у III періоді, то в нього є ще п'ять вільних орбіталей d -підрівня. У збудженому стані електрони з $3p$ - і $3s$ -підрівнів переходять на $3d$ -підрівень.

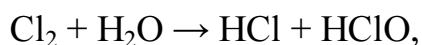
Роз'єднання електронів, що перебувають на одній орбіталі, збільшує валентність на дві одиниці. Вочевидь, Хлор та його аналоги, крім Флуору, можуть виявляти лише непарну перемінну валентність 1 , 3 , 5 , 7 і відповідні позитивні ступені окиснення. У Флуору немає вільних орбіталей, а отже, при хімічних реакціях роз'єднання спарених електронів в атомі не відбувається.

Тому при розгляді властивостей галогенів завжди необхідно враховувати особливості Флуору та його сполук.

Радіуси атомів галогенів відповідно менші за радіуси атомів халькогенів, спорідненість з електроном набагато більша. З цієї причини вони в хімічних реакціях легко утворюють іони E^- . Галогени – найбільш типові неметали.

З воднем галогени утворюють полярні ковалентні леткі сполуки – галогеноводні HE . Водні розчини водневих сполук є кислотами: HF – фтороводнева (плавикова), HCl – хлороводнева, HBr – бромоводнева, HI – йодоводнева. Плавикова кислота HF – слабка, HCl , HBr , HI – сильні, причому їхня сила збільшується зі збільшенням позитивного заряду ядра атома. Розчинність малорозчинних солей зменшується в ряді $AgCl$, $AgBr$, AgI ; на відміну від них AgF добре розчинний у воді.

Найбільше застосування мають солі кисневих кислот хлору. Ключем до розуміння таких кисневих сполук Хлору слугує реакція взаємодії Хлору з водою:

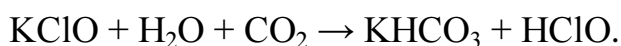


або в іонній формі:



Солі хлорнуватистої кислоти мають назву гіпохлоритів.

У результаті взаємодії хлору з розчином лугу (KOH , $NaOH$) при кімнатній температурі утворюється водний розчин, що містить калій (натрій) гіпохлорит і калій (натрій) хлорид. Він називається жавелевою водою, котра, як і хлорна вода, застосовується для білення бавовняних тканин і паперу. При цьому вугільна кислота, що утворюється з води та карбон двооксиду, повітря, витісняє з гіпохлориту хлорнуватисту кислоту:



Механізм окиснювальної та дезинфікуючої дії хлорнуватистої кислоти і її солей пояснюється наявністю Хлору зі ступенем окиснення +1, що є в цих процесах активним окиснювачем:



Гіпохлорити – дуже сильні окиснювачі.

Усі кисневі сполуки галогенів є окиснювачами. Зі збільшенням ступеня окиснення галогену збільшується сила кисневих кислот, але зменшується їхня окиснювальна здатність.

Хід роботи

Дослід 1. Взаємодія натрій тіосульфату з хлором, бромом і йодом

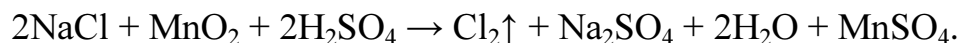
У дві конічні пробірки налити по 4–5 крапель розчину натрій тіосульфату. До першої додати по краплях хлорну воду до появи осаду сірки, в другу – бромну воду, також до появи осаду сірки. До третьої пробірки налити 4–5 крапель йодної води і по краплях додавати розчин тіосульфату до знебарвлення йоду. Написати іонні рівняння реакцій взаємодії натрій тіосульфату з хлором, бромом і йодом.

Дослід 2. Реакція хлорид-іона

До 4–5 крапель розчину натрій хлориду додати 2–3 краплі розчину аргентум нітрату. До осаду аргентум хлориду додати по краплях розчин NH_4OH до повного розчинення. Зруйнувати діаміноаргенто-(I)-хлорид $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ додаванням нітратної кислоти. Спостерігайте появу муті аргентум хлориду.

Сильні окиснювачі (KMnO_4 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ та ін.) у кислому середовищі переводять іон Cl^- у вільний хлор.

Як окиснювач використовують манган (IV) оксид. До 2–3 крапель розчину натрій хлориду додати трохи твердого манган (IV) оксиду, 1–2 краплі концентрованої сульфатної кислоти і нагріти:



Дослід 3. Властивості хлоридної кислоти

Покласти у пробірку шматочок цинку, а в другу – шматочок міді і налити по 1–2 мл розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Дати пояснення.

Дослід 4. Властивості йоду

Налити у дві пробірки по 2–3 мл крохмального клейстеру і додати в одну з них 1–2 краплі розчину йоду. Що спостерігається? Нагріти розчин, спостерігати зміну кольору та його появу знову при охолодженні.

У другу пробірку налити 1–2 мл етилового спирту, занурити в нього кришталік йоду, збовтати. Відмітити розчинність йоду і колір спиртового розчину йоду.

Контрольні питання

1. Скласти формули оксигеновмісних сполук Броду, Йоду. Дати їм назву.
2. До розчину NaCl було долито надлишок аргентум нітрату. У результаті реакції випав осад масою 10 г. Скільки грамів NaCl було в розчині?
3. Написати рівняння реакції отримання хлору окисненням хлоридної кислоти калій перманганатом.

Література: [1, с. 295–312; 2, с. 209–222].

Лабораторна робота № 9

Тема. Елементи підгрупи Хрому

Мета: вивчення властивостей елементів підгрупи Хрому.

Короткі теоретичні відомості

До підгрупи Хрому належать елементи: Хром, Молибден, Вольфрам. Їх відносять до d-елементів. На останньому енергетичному рівні вони мають від одного до двох електронів, що зумовлює їх металічні властивості. Ці елементи не утворюють негативно заряджених іонів. Елементи цієї підгрупи можуть віддавати електрони як з останнього, так і з передостаннього енергетичного рівня. Загальна кількість електронів, яку вони можуть віддавати, дорівнює шести. У цьому виявляється їх подібність з елементами головної підгрупи. У сполуках Хром, Молибден, Вольфрам мають ступінь окиснення від +1 до +6. Для елементів підгрупи Хрому є характерним комплексоутворення.

Унаслідок лантаноїдного стиснення атомні та йонні радіуси у Молібдену і Вольфраму майже однакові, тому вони між собою мають більш подібні властивості, ніж із Хромом.

Хід роботи

Дослід 1. Одержання і властивості хром (III) гідроксиду

До пробірки внести 1 мл розчину хром (III) сульфату і долити краплями розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Уміст пробірки розділити надвое і перевірити на розчинність у натрій гідроксиді та сульфатній кислоті. Написати рівняння розчинення $\text{Cr}(\text{OH})_3$ у кислоті та надлишку лугу, ураховуючи, що утворюється аква- та гідроксокомплекси Хрому (III) з координаційним числом шість.

Дослід 2. Гідроліз сполук Хрому (III)

Одержаний у попередньому досліді натрій гексагідроксохромат (III) розділити на дві пробірки. Одну з них нагріти до випадання осаду. Другу пробірку залишити для наступного досліду.

Дослід 3. Окиснення сполук Хрому (III).

До 1 мл розчину натрій гексагідроксохромату (III) долити 1 мл розчину гідрогенпероксиду з масовою часткою 3 % і 1 мл розчину натрій гідроксиду. Суміш нагріти до переходу забарвлення розчину із зеленого у жовтий.

Дослід 4. Взаємоперехід хроматів у діхромати

У пробірку внести 1 мл розчину калій хромату. Відмітити колір, характерний для хромат-йона і долити до нього 1 мл розчину сульфатної кислоти. Відмітити забарвлення одержаного розчину, зумовленого наявністю діхромат-йонів. До одержаного розчину краплями долити розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення.

Дослід 5. Окисні властивості хроматів

До розчину 1 мл калій йодиду долити 1 мл сульфатної кислоти та 1 мл розчину калій хромату. Спостерігайте зміну забарвлення.

Контрольні питання

1. Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу CrCl_3 та MnCl_2 .

2. Обчислити масу калій дихромату, необхідну для окиснення 3,9 г натрій сульфїду в кислому середовищі.

3. Написати формули йонів, що існують у водних розчинах Мангану (II), Мангану (VI) та Мангану (VII). Дати їм назви за систематичною номенклатурою.

Література: [1, с. 550–557; 2, с. 420–429].

Лабораторна робота № 10

Тема. Цинк, Кадмій та Меркурій

Мета: вивчення властивостей елементів підгрупи Цинку.

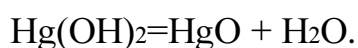
Короткі теоретичні відомості

Цинк, Кадмій і Меркурій утворюють побічну ІІВ-підгрупу періодичної системи Д. І. Менделєєва. Електронна конфігурація передзовнішнього енергетичного рівня $(n-1)s^2p^6d^{10}$ стабільна. Електрони цього рівня не беруть участі в утворенні хімічного зв'язку. У нормальному стані атоми елементів ІІВ- підгрупи мають електронну конфігурацію зовнішнього енергетичного рівня ns^2 . Збудження атомів сприяє переходу одного s-електрона на р-підрівень. При цьому електронне угруповання зовнішнього енергетичного рівня перетворюється на $ns^1 np^1$ і отримує здатність до утворення двох хімічних зв'язків.

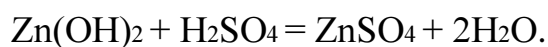
Цинк, Кадмій і Меркурій утворюють сполуки зі ступенем окиснювання +2, як і елементи ІІА-підгрупи.

Елементи цієї підгрупи менш активні відновники, ніж елементи ІІА-підгрупи (відновна активність зменшується від Цинку до Меркурію).

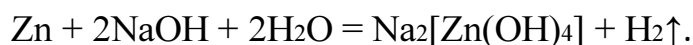
При нагріванні Цинк, Кадмій і Меркурій з'єднуються з киснем, утворюючи оксиди. Оксиди і гідроксиди Кадмію і Меркурію мають основні властивості, причому меркурій (II) гідроксид нестійкий і розпадається в момент отримання:



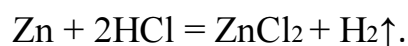
Цинк гідроксид $Zn(OH)_2$ – амфотерний і реагує як з кислотами, так і лугами:



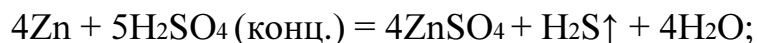
Металічний цинк також взаємодіє з концентрованими розчинами лугів із витісненням водню:



Цинк і Кадмій знаходяться в ряду нормальних електродних потенціалів перед воднем, тому вони взаємодіють з кислотами-неокиснювачами: HCl , H_2SO_4 (розв.), CH_3COOH , H_3PO_4 з виділенням водню:



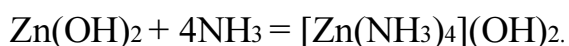
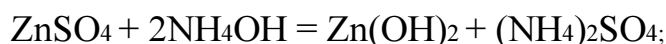
Ртуть як неактивний метал з кислотами-неокиснювачами не реагує. З кислотами-окиснювачами – концентрованою сульфатною та нітратною – усі три елементи цієї групи взаємодіють з утворенням солей і відновленням Сульфуру або Нітрогену:



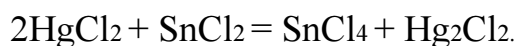
При взаємодії цинку з розведеною HNO_3 Нітроген відновлюється до NH_4NO_3 :



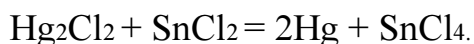
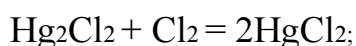
Завдяки своїм невеликим радіусам і наявності вільних орбіталей, іони Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} є ефективними комплексоутворювачами:



Меркурій у сполуках виявляє ступені окиснювання +1 і +2. Сполуки $Hg(II)$ в окиснювально-відновних реакціях виконують функцію окиснювачів:



Сполуки $Hg(I)$ можуть виявляти властивості окиснювача і відновлювача:



Елементарна ртуть та її розчинні солі ДУЖЕ ОТРУЙНІ.

Хід роботи

Дослід 1. Властивості гідроксидів Цинку, Кадмію і Меркурію

Внести в три пробірки по 2–3 краплі розчинів солей Цинку, Кадмію і Меркурію. У кожену пробірку додати по краплях розчин NaOH. Визначити кольори осадів і написати рівняння реакцій, знаючи, що меркурій (II) гідроксид розпадається на HgO і H₂O. Гідроксиди цинку і кадмію розподілити між двома пробірками і подіяти на них в одній із пробірок хлоридною кислотою, в іншій – розчином NaOH. Написати рівняння реакцій. Зробити висновки про властивості цинку і кадмій гідроксидів.

Дослід 2. Дія лугів і кислот на цинк

Помістити в пробірку трохи цинкового пилу і 2–3 мл розчину з масовою часткою NaOH 30 %. Пробірку нагріти. Пояснити механізм розчинення цинку в даному випадку. Написати рівняння реакцій.

У кожену із чотирьох пробірок помістити трохи гранульованого цинку і налити: в першу – розведену H₂SO₄, в другу – концентровану HNO₃, у третю – концентровану H₂SO₄, у четверту – розведену HNO₃. Пробірку з концентрованою H₂SO₄ обережно нагріти. Написати рівняння реакцій і розставити коефіцієнти. Зробити висновок про властивості металічного цинку.

Дослід 3. Сульфідів Цинку, Кадмію і Меркурію

Внести в три пробірки по 5–6 крапель розчинів солей Цинку, Кадмію і Меркурію і подіяти на них декількома краплями розчинів Na₂S або (NH₄)₂S. Відзначити кольори осадів і написати рівняння реакцій. Розчинити осад в розведеній хлоридній кислоті. Який з осадів розчиняється? Порівняти розчинність сульфідів Цинку, Кадмію і Меркурію.

Дослід 4. Гідроліз солей Цинку

Визначити, якого кольору набуває лакмусовий папірець у розчині ZnSO₄. Написати рівняння гідролізу в молекулярній та іонній формах.

Дослід 5. Комплексні сполуки Цинку і Кадмію.

Помістити в дві пробірки по 5–6 крапель розчинів солей Цинку і Кадмію. У кожен пробірку додати розчин амоній гідроксиду до утворення осадів, а потім — до їхнього розчинення. Написати рівняння реакцій, знаючи, що координаційні числа атомів цих елементів дорівнюють чотирьом.

Дослід 6. Комплексні сполуки Меркурію

Внести в пробірку 5–6 крапель розчину солі Меркурію (II) і по краплях додати розчин KI. Спостерігати спочатку утворення осаду, а потім — його розчинення. Написати рівняння реакцій, знаючи, що координаційне число Меркурію дорівнює чотирьом.

Контрольні питання

1. Як змінюється відновна активність у ряду Zn–Cd–Hg?
2. Які властивості має цинк гідроксид? Написати рівняння реакцій.
3. У чому полягають розходження у взаємодії Zn, Cd, Hg з кислотами-окиснювачами і неокиснювачами?
4. Чому сполуки Меркурію зі ступенем окиснення +2 в окиснювально-відновних реакціях виконують функцію окиснювачів?
5. Чому Zn, Cd, Hg схильні до реакцій комплексоутворення? Які координаційні числа є характерними для цих елементів? Написати рівняння відповідних реакцій.

Література: [1, с. 521–528; 2, с. 380–388].

Лабораторна робота № 11

Тема. Манган і його сполуки

Мета: вивчення хімічних властивостей Мангану і його сполук.

Короткі теоретичні відомості

Манган належить до досить поширених елементів земної кори (0,1 %, мас.).

У ряду напруг Манган знаходиться між Алюмінієм і Цинком: стандартний електродний потенціал системи Mn^{+2}/Mn дорівнює $-1,179V$. На повітрі Манган вкривається тонкою оксидною плівкою, що захищає його від подальшого окиснення навіть при нагріванні. Однак у подрібненому стані манган окиснюється досить легко. Розчиняється у розбавлених хлоридній та нітратній кислотах, а також у гарячій концентрованій сульфатній кислоті (у холодній практично не розчиняється), при цьому утворюються катіони Mn^{+2} .

Манган утворює чотири простих оксиди MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 і змішаний оксид Mn_3O_4 (або $MnO \cdot Mn_2O_3$). Перші два оксиди мають основні властивості, MnO_2 – амфотерний, а вищий оксид Mn_2O_7 є ангідридом марганцевої кислоти $HMnO_4$. Відомі також похідні Мангану (VI), але відповідного оксиду MnO_3 не добуто.

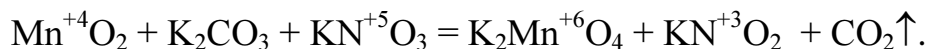
Сполуки Мангану (II). Солі Мангану (II) утворюються при розчиненні мангану в розбавлених кислотах або при дії кислот на різні природні сполуки Мангану. Так, манган (II) хлорид викристалізовується у вигляді біло-рожевих кристалів із розчину, що лишається після добування хлору дією хлоридної кислоти на манган діоксид. При дії лугів на розчини солей мангану (II) випадає білий осад манган (II) гідроксиду $Mn(OH)_2$. Осад легко розчиняється у кислотах. На повітрі темнішає, окислюючись у манган (IV) гідроксид – $Mn(OH)_4$.

Сполуки Мангану (IV). Найстійкішою сполукою Мангану є темно-бурий манган діоксид – MnO_2 . Він легко утворюється при окисненні нижчих і при відновленні вищих сполук Мангану. Як уже зазначалося, він амфотерний, але і кислотні, і основні властивості у нього виявлені дуже слабо.

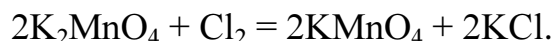
У кислому середовищі манган діоксид – досить енергійний окисник. Його застосовують при видобуванні хлору з хлоридної кислоти і в сухих гальванічних елементах. Солі Мангану (IV), наприклад $MnCl_4$ і $Mn(SO_4)_2$, дуже нестійкі.

Сполуки Мангану (IV) та (VII). При сплавлянні манган діоксиду з калій карбонатом і нітратом утворюється зелений сплав, що розчиняється у воді з

утворенням зеленого розчину. З цього розчину можна виділити темно-зелені кристали калій манганату K_2MnO_4 – солі марганцевистої кислоти H_2MnO_4 , дуже нестійкої, навіть у розчині. Реакцію утворення калій манганату можна описати рівнянням:



При дії сильних окиснювачів (наприклад, хлору) на розчин манганату останній повністю перетворюється у перманганат:



Калій перманганат $KMnO_4$ – сіль марганцевої кислоти, яка застосовується найчастіше. Розчини $KMnO_4$ мають темно-малинове, а при великих концентраціях – фіолетове забарвлення, властиве іонам MnO_4^- . Як і всі сполуки Mn (VII), калій перманганат – сильний окисник.

В окисно-відновних реакціях $KMnO_4$ (іон MnO_4^-) може відновлюватися різною мірою. Залежно від значення рН середовища продуктом відновлення може бути іон Mn^{2+} (у кислому середовищі), або іон MnO_4^{2-} (у сильнолужному середовищі), або MnO_2 (у нейтральному або слабо лужному середовищі).

Хід роботи

Дослід 1. Взаємодії Мангану з кислотами

1. У дві пробірки покласти по невеликому шматочку мангану і додати до одного з них 2 мл розведеної хлоридної кислоти, а до другої – розведеної сульфатної кислоти. Спостерігайте розчинення металу в обох кислотах. Написати рівняння реакцій.

Дослід 2. Одержання і властивості манган гідроксиду

1. Налити в пробірку 5–6 мл розчину манган (II) сульфату і додати такий самий об'єм розчину їдкого лугу. Спостерігайте утворення білого осаду манган гідроксиду.

2. Розлити одержаний розчин з осадом у три пробірки. Додати до однієї з них розведеної хлоридної кислоти, а до другої – надлишок їдкого лугу. Поясніть, чому осад в кислоті легко розчиняється, а в розчині їдкого лугу не розчиняється.

3. Вміст третьої пробірки кілька разів добре збовтати і залишити на деякий час. Спостерігайте, як осад поступово буріє внаслідок окиснення киснем повітря $Mn(II)$ до $Mn(IV)$. Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. (Тяга) Окиснення $Mn(II)$ до $Mn(VII)$

1. Насипати в пробірку трохи плюмбум діоксиду, додати 1–2 мл концентрованої нітратної кислоти та 1–2 краплі розчину манган (II) сульфату. Закріпити пробірку в затискачі штатива і нагріти до кипіння (обережно!). Після охолодження додати близько 10 мл дистильованої води, старанно перемішайте вміст пробірки скляною паличкою і дати відстоятись. Розчин набуває фіолетового забарвлення. Написати рівняння реакцій.

Дослід 4. Відновлення $Mn(VII)$

1. Налити в пробірку 1–2 мл розчину манган (II) сульфату і долити краплями розчину калій перманганату. Спостерігайте знебарвлення розчину і утворення бурого осаду. Випробувати вміст пробірки синім лакмусом. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Розклад калій перманганату при нагріванні

1. Нагріти в пробірці кілька кристаликів калій перманганату. Дослідити властивості газу, який при цьому виділяється (тліючою тріскою). Нагрівати сіль, поки зовсім не перестане виділятися газ, і після охолодження розчинити твердий залишок у воді. Який колір розчину? Про що це свідчить?

Дослід 6. Залежність окислюючої сили калій перманганату від реакції середовища

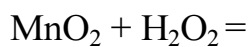
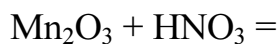
1. Налити в три пробірки однакову кількість калій перманганату (5 мл). У кожен із пробірок відповідно додати по 5 мл таких рідин: розведеної сульфатної кислоти, їдкого лугу та води. У кожен з цих трьох пробірок (великими порціями) додати розчину натрій сульфату. У якій з трьох пробірок відновлення $KMnO_4$ відбувається найінтенсивніше? Написати рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Як пов'язати факт існування сполук Мангану різної валентності з будовою атома Мангану?

2. Порівняти хімічні властивості Мангану та Хлору?

3. Закінчити рівняння:



Література: [1, с. 557–561].

Лабораторна робота № 12

Тема. Елементи підгрупи Феруму

Мета: вивчення властивостей елементів підгрупи Феруму.

Короткі теоретичні відомості

Першу тріаду d-елементів побічної підгрупи VIII групи періодичної системи утворюють елементи Ферум, Кобальт, Нікол. На зовнішньому енергетичному рівні вони мають два електрони; усі виявляють металічні властивості. Унаслідок d-стиснення атомні радіуси зменшуються, що зумовлює послаблення активності елементів. Подібність між елементами спостерігається не у вертикальному напрямку, а у горизонтальному: Ферум, Кобальт, Нікол дуже подібні між собою, тому їх віднесли до родини Феруму.

Хід роботи

Дослід 1. Добування та властивості ферум (II) гідроксиду

1. У три пробірки внести по 1 мл розчину ферум (II) сульфату, долити по 1 мл розчину натрій гідроксиду до утворення зеленуватого осаду.

2. До вмісту першої пробірки долити 1 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу – 1 мл розчину натрій гідроксиду. Охарактеризувати кислотно-основні властивості ферум (II) гідроксиду.

3. Уміст третьої пробірки перемішати скляною паличкою та залишити на повітрі до зміни кольору осаду.

Написати рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.

Дослід 2. Відновні властивості сполук Ферум (II)

1. У пробірку внести 1 мл розчину калій дихромату і 1 мл розчину сульфатної кислоти, долити 1 мл розчину ферум (II) сульфату до зміни забарвлення розчину з оранжевого на зелений.

2. У дві пробірки внести по 1 мл розчину ферум (II) сульфату. В одну з них долити 1 мл розчину сульфатної кислоти та 1 мл розчину гідроген пероксиду (3 %). Потім в обидві пробірки долити по 1 мл розчину калій тіоціанату. Відмітити, в якій із пробірок міститься йон Fe^{3+} . Зробити висновок про окисно-відновну здатність сполук Феруму (II).

Дослід 3. Добування і властивості ферум (III) гідроксиду

1. У дві пробірки внести по 1 мл розчину ферум (III) хлориду і долити по 1 мл розчину натрій гідроксиду до утворення червоно-бурого осаду.

2. До вмісту першої пробірки долити 1 мл розчину хлоридної кислоти, до другої – 1 мл розчину натрій гідроксиду. Охарактеризувати кислотно-основні властивості ферум (II) гідроксиду. Пояснити амфотерність.

Дослід 4. Окисні властивості сполук Феруму (III)

У пробірку внести 1 мл розчину ферум (III) хлориду і 1 мл розчину калій йодиду. Визначити за забарвленням розчину, які продукти реакції утворилися.

Дослід 5. Гідроліз солей Феруму (II) та Феруму (III)

На дві смужки універсального індикаторного паперу нанести по одній краплі розчинів ферум (II) сульфату та ферум (III) хлориду. Визначити рН розчинів. Скласти рівняння гідролізу солей.

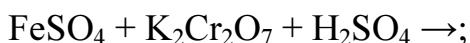
Контрольні питання

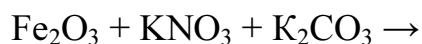
1. Написати йонні та молекулярні рівняння гідролізу $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

2. Як можна з металевого заліза одержати: а) сіль Феруму (II); б) сіль Феруму (III)?

3. Чи можливі реакції між такими сполуками: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і H_2O_2 ; $\text{Ni}(\text{OH})_2$ і H_2O_2 ; FeCl_3 і H_2S ?

4. Дописати рівняння реакцій:





Література: [1, с. 565–587; 2, с. 441–446].

Лабораторна робота № 13

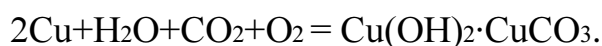
Тема. Елементи підгрупи Купруму

Мета: вивчення властивостей елементів підгрупи Купруму.

Короткі теоретичні відомості

Купрум, Аргентум і Аурум належать до ІВ-групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Атоми цих елементів на зовнішньому енергетичному рівні, як і атоми лужних металів, мають по одному s-електрону. На відміну від атомів лужних металів, елементи підгрупи Купруму мають на передостанньому енергетичному рівні 18 електронів з повністю заповненим d-підрівнем. Однак d-підрівень є недостатньо стійким і здатним до часткової віддачі електронів для утворення хімічного зв'язку. Тому атоми елементів Купруму, Аргентуму Ауруму у нормальному стані мають ступінь окиснення +1, а в збудженому, за рахунок переходу одного з d-електронів на p-підрівень сусіднього енергетичного рівня, можуть виявляти перемінні ступені окиснення від +1 до +3. Для Купруму є характерним ступінь окиснення +2, для Аргентуму +1, для Ауруму +3.

Хімічна активність цих металів невелика і зменшується від Купруму до Ауруму. На повітрі мідь покривається темно-сірим нальотом продуктів окислення:



Срібло чорніє внаслідок утворення нальоту Ag_2S (домішки сполук Сульфуру завжди є в повітрі), а золото не окиснюється. Атоми елементів ІВ-групи не витісняють водень з води і розведених кислот, важко окиснюються, а їхні йони легше відновлюються до металів. Мідь і срібло взаємодіють з концентрованою сульфатною кислотою і нітратною кислотою будь-якої концентрації, відновлюючи їх відповідно до SO_2 , NO та NO_2 . Золото реагує з сумішшю нітратної і хлоридної кислот – «царською горілкою».

Особливість усіх елементів ІВ-групи – здатність утворювати комплексні сполуки. При цьому йони Аргентуму, Купруму, Ауруму зі ступенем окиснення +1, +2, +3 координують відповідно два і чотири ліганди. Найважливішими комплексними сполуками є аміакати та ціаніди, наприклад $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ та ін.

Хід роботи

Дослід 1. Дія кислот на мідь

Помістити в пробірку трохи мідних стружок і подіяти на них розбавленою H_2SO_4 (6–8 крапель). Помітних змін не відбувається. Підлити в пробірку декілька крапель гідроген пероксиду. Пробірку струсити і спостерігати, як через деякий час розчин забарвиться. Пояснити явище, що відбувається. Написати рівняння реакції.

(Проводити під тягою!) Помістити в три пробірки трохи мідних стружок. У першу пробірку налити 10–12 крапель (обережно!) концентрованої сульфатної кислоти і трохи нагріти. Що відбувається? Написати рівняння реакції, знаючи, що виділяється газоподібний сульфур (IV) оксид. У другу пробірку налити трохи розбавленої HNO_3 . Пам'ятайте, що спочатку утворюється безбарвний газ – NO – нітроген (II) оксид. Бура пара, яка з'являється у верхній частині пробірки – нітроген (IV) оксид – NO_2 – утворюється за рахунок швидкого окиснення киснем повітря NO до NO_2 . Написати рівняння реакції. У третю пробірку додати 10–12 крапель концентрованої HNO_3 . У цьому випадку реакція відбувається з виділенням NO_2 . Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Отримання Купрум (II) гідроксиду і Аргентум гідроксиду

У дві пробірки помістити по 2–3 краплі розчинів купрум (II) сульфату і аргентум нітрату. У кожен із пробірок додати по 2–3 краплі розчину NaOH . Спостерігати утворення осаду. Написати рівняння реакцій.

До осаду купрум (II) гідроксиду додати концентрований розчин натрій гідроксиду до розчинення осаду в надлишку лугу. Написати рівняння реакції. Яка сполука утворилася в результаті реакції? Назвати її.

Дослід 3. Окиснювальні властивості іона Cu^{+2}

Внести в пробірку 5–6 крапель розчину CuSO_4 і додати стільки ж крапель розчину KI . Спостерігати зміну забарвлення розчину і випадіння осаду. Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Отримання галогенідів Аргентуму

У три пробірки внести по 4–5 крапель розчину AgNO_3 і додати в першу п'ять крапель розчину натрій хлориду, у другу – п'ять крапель розчину натрій броміду, в третю – п'ять крапель розчину калій хлориду. Що утворюється? Написати рівняння реакцій.

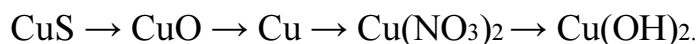
Дослід 5. Отримання аміачних комплексів Купруму і Аргентуму

Налити в пробірку 5–6 крапель розчину купрум (II) сульфату і додати 2–3 краплі 2н розчину амоній гідроксиду. Спостерігати утворення осаду. До отриманого осаду підлити по краплях амоній гідроксид до повного розчинення осаду. Якого кольору набув розчин? Що утворилося в результаті реакції? Написати рівняння реакцій.

До 5–6 крапель розчину аргентум нітрату додати 5–6 крапель розчину натрій хлориду. Спостерігати утворення осаду. Додавати по краплях розчин амоній гідроксиду до повного розчинення отриманого осаду. Що утворилося? Написати рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Написати рівняння реакцій, які відображають наступні перетворення:



2. Скласти рівняння реакції $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{Ag}_2\text{S} + \dots$

3. Купрум (II) гідроксид взаємодіє з розбавленими кислотами та концентрованим розчином амоніаку. Написати в молекулярному й іонному вигляді відповідні рівняння реакцій.

4. Який осад випадає при взаємодії розчинів CuSO_4 і Na_2CO_3 ? Написати рівняння реакції в молекулярному й іонному вигляді.

Література: [1, с. 478–489; 2, с. 368–380].

2 КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗНАНЬ СТУДЕНТІВ

Захист звіту виконаної лабораторної роботи передбачає коротку співбесіду студента з викладачем, мета якої – оцінити знання студента з обговорюваної теми курсу хімії, рівень оволодіння ним відповідними практичними навичками (користування приладами, уміння записати хімічні реакції, оцінити похибку вимірювань, уміння скласти письмовий звіт за даними експерименту, зробити висновки за результатами роботи), пояснити студентові допущені помилки. Закінчується захист звіту оцінкою роботи студента в балах.

Нижче наведені критерії оцінювання участі студента в лабораторному занятті. У підсумку за модуль виставляють середні оцінки, до яких додають бали за інші види навчальної діяльності (практичні заняття, написання контрольних тестів, бали за самостійну роботу, опрацювання конспекту лекцій).

Максимальна кількість балів за всі лабораторні роботи дорівнює 30 балів.

Критерії оцінювання лабораторних робіт:

– підготовка до лабораторної роботи – 0,25 бала (знання мети і методики проведення роботи та підготовка протоколу – 0,25 бала; відсутність необхідних знань або протоколу – 0 балів);

– виконання лабораторної роботи і оформлення протоколів випробувань – 0,25 бала (активна участь – 0,25 бала, пасивна – 0,1 бала, неучасть – 0 балів);

– захист лабораторної роботи – 0,25 бала (знання теоретичних основ роботи, методики експериментальних досліджень і висновків – 0,25 бала; неповні або неточні відповіді на запитання – 0,1 бала; відсутність знань – 0 балів).

Лабораторна робота вважається зарахованою, якщо кількість набраних балів становить не менше 0,5 бала.

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. Глінка Н. Л. Загальна хімія / Н. Л. Глінка. – Київ : Вища школа, 1982. – 608 с .
2. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищ. навч. закладів / Н. В. Романова. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
3. Васильева З. В. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. В. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова. – Ленинград : Химия, 1986. – 286 с.
4. Семишин В. И. Лабораторные работы по общей химии : учебное пособие для вузов / В. И. Семишин. – Москва : Высшая школа, 1971. – 272 с.
5. Левант Г. Е. Практикум по общей химии / Г. Е. Левант, Г. А. Райцин – Москва : Высшая школа, 1981. – 338 с.
6. Гольдбрайх З. В. Практикум по неорганической химии / З. В. Гольдбрайх – Москва : Высшая школа, 1986. – 350 с.