

Уманський національний університет садівництва
Кафедра біології

Ляховська Н.О.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
для лабораторних занять
із загальної та неорганічної хімії
для студентів освітнього рівня бакалавр
спеціальності 181 «Харчові технології»
денної форми навчання

Умань 2022

УДК 546 (075.8)

Підготовлено:

викладач кафедри біології ***Н.О. Ляховська,***

Затверджено на засіданні кафедри біології (протокол. № 2 від 29.08.2022 р)

Методичні вказівки рекомендовані до видання науково-методичною комісією інженерно-технологічного факультету Уманського НУС
(протокол № від .2022 р.)

Рецензенти:

Копілевич В.А.- д.х.н., проф. національного університету біоресурсів і природокористування;

Барановський В.С. – к.х.н., доцент Тернопільського національного педагогічного університету

Ляховська Н.О.

Методичні вказівки для лабораторних занять із загальної та неорганічної хімії для студентів ОР бакалавр спеціальності 181 «Харчові технології» денної форми навчання. – Умань : Візаві, 2022. – 70 с.

Вступ

Хімія є однією з основних фундаментальних природничих наук, яка закладає міцний базовий потенціал, необхідний майбутнім фахівцям для роботи за обраною спеціальністю. Знання основ хімії допоможуть їм обрати найбільш раціональні режими експлуатації та продовження терміну роботи агрегатів і механізмів, особливо в умовах агресивного середовища (тваринницькі ферми, цехи з переробки с/г продукції, внесення органічних і мінеральних добрив, засобів захисту рослин тощо), свідомо дотримуватися екологічної безпеки машин і механізмів, паливних та мастильних матеріалів.

Мета вивчення навчальної дисципліни – формування знань з хімії за обсягом, необхідним для засвоєння дисциплін циклів математичної та природничо-наукової, професійної і практичної підготовки, вирішення практичних завдань, пов'язаних з експлуатацією, ремонтом та технічним обслуговуванням машин і обладнання агропромислового виробництва, підвищенням їх надійності.

Основна увага при викладанні дисципліни приділяється створенню системи знань та уявлень, що лежать в основі тих хімічних перетворень, які супроводжують найбільш важливі технологічні процеси в промисловості та на транспорті, а також закономірностей зміни фізико-хімічних властивостей речовин як функції зміни базових характеристик їх складу і будови. Особлива увага приділяється вивченню фундаментальних основ хімічних процесів, що

Завдання навчальної дисципліни – набуття знань про властивості розчинів електролітів та неелектролітів, процесів, що відбуваються в електрохімічних системах; забезпечення розуміння окисно-відновних процесів, які відбуваються під час одержання металів, нанесенні захисних покриттів. В корозійних процесах; оволодіння прийомами хімічного експерименту, способами обробки, узагальнення та систематизації одержаних результатів; набуття навичок користування навчальною, методичною і довідковою літературою.

Правила роботи і техніка безпеки під час роботи в хімічній лабораторії

1. Робоче місце тримати в чистоті і порядку, строго виконувати правила техніки безпеки. На столі не тримати зайвих речей.

2. Працювати в хімічній лабораторії в захисному халаті.

3. Під час виконання лабораторних дослідів бути максимально обережним, пам'ятаючи, що неохайність, неуважність, недостатня обізнаність із властивостями речовин може спричинити нещасний випадок.

4. Уважно читати етикетку на посуді з речовиною, яку берете для дослідів.

5. Реактиви, дистильовану воду, електроенергію використовувати економно.

6. Реактиви для дослідів слід брати тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції, або у такій кількості, щоб вона закрила лише дно пробірки, а розчин зайняв не більше $1/6$ об'єму пробірки.

7. Під час користування реактивами дотримуватись правил:

а) склянки загального користування тримати закритими і відкривати тільки під час роботи;

б) невикористані реактиви не висипати і не виливати в ті ж склянки, з яких вони взяті;

в) залишки розчинів, що містять Аргентум, Меркурій, Плюмбум, Бром, Йод виливають в спеціальні зливні склянки у витяжній шафі;

г) при наливанні рідин брати посудину з реактивом так, щоб етикетка знаходилася з боку долоні, краплю рідини слід зняти з краю посудини іншою посудиною, щоб рідина, яка стікатиме по склу, не псувала етикетку і не опекла руку;

д) посудину, з якої взяли реактив, відразу ж закрити пробкою і поставити на місце.

8. Без дозволу викладача не проводити не заплановані дослідів.

9. Під час нагрівання розчинів у пробірці користуватися пробіркотримачем і стежити за тим, щоб отвір пробірки не був спрямований у бік обличчя та працюючих поряд, бо рідина через перегрівання може викинутися з пробірки.

10. При нагріванні пробірку спочатку прогрівають по всій довжині, а потім там, де речовина.

11. Не заглядати в посудину, якій нагрівається речовина чи відбувається реакція, і не нахилитись над посудиною, в яку наливається будь-яка рідина, робити це потрібно на віддалі від себе.

12. Ніякі речовини не пробувати на смак.

13. Для визначення запаху речовини направляти повітря до себе рухом руки. Сильні отрути нюхати не можна!

14. Всі досліди з отруйними, неприємно пахучими і концентрованими речовинами проводити у витяжній шафі.

15. Розбавлення концентрованих кислот проводять доливанням кислоти у воду, а не навпаки.

16. Гарячий посуд ставити на керамічну плитку чи спеціальну підставку.

17. Після закінчення роботи прибрати своє робоче місце, ретельно вимити руки, відключити воду, вимкнути електроприлади.

18. Не вживати їжу в хімічній лабораторії.

Лабораторна робота № 1

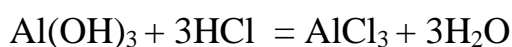
Визначення молярних мас еквівалентів простих і складних речовин

Поняття «еквівалент» введено для характеристики масових співвідношень, якими речовини взаємодіють між собою без залишку.

Еквівалентом речовини називається така частка цієї речовини, яка в даній реакції сполучається з одним атомом чи іоном Гідрогену або заміщує його.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв}}(x)$ – це число, яке показує, якою часткою взаємодіє дана речовина, і ця частка є еквівалентом речовини в даній реакції.

Наприклад, у реакції



еквівалент гідроксиду алюмінію дорівнює $\frac{1}{3}\text{Al(OH)}_3$, бо ця частка відповідає одному атому Гідрогену, а

$$f_{\text{екв}}(\text{Al(OH)}_3) = \frac{1}{3}.$$

Для складних сполук фактор еквівалентності можна розрахувати за такими формулами:

$$f_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = \frac{1}{\text{основність} \cdot \text{кислоти}} = \frac{1}{N(\text{H}^+)}, \text{ де } N(\text{H}^+) \text{ – це число атомів}$$

Гідрогену, заміщених на метал;

$$f_{\text{екв}}(\text{основи}) = \frac{1}{\text{кислотність} \cdot \text{основи}} = \frac{1}{N(\text{OH}^-)}, \text{ де } N(\text{OH}^-) \text{ – це число гідроксид}$$

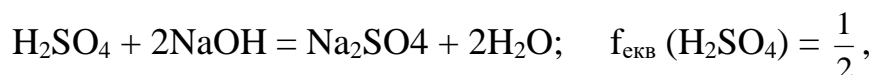
іонів, заміщених на кислотні залишки;

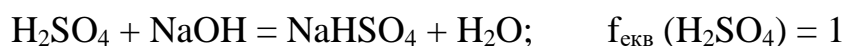
$$f_{\text{екв}}(\text{солі}) = \frac{1}{n\text{Me}^{n+} \cdot \omega}, \text{ де } n \text{ – число атомів металу, } \omega \text{ – валентність металу;}$$

$$f_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = \frac{1}{n \cdot \omega}, \text{ де } n \text{ – число атомів елемента, } \omega \text{ – валентність елемента;}$$

$$f_{\text{екв}}(\text{елемента}) = \frac{1}{\omega}, \text{ де } \omega \text{ – валентність елемента.}$$

Фактор еквівалентності речовини є величиною змінною і залежить від реакції, в якій бере участь дана речовина. Наприклад:





Молярна маса еквівалента речовини виражається в г/моль і визначається за рівнянням:

$$M(f_{\text{екв}} X) = f_{\text{екв}}(X) \cdot M(X), \text{ де } M - \text{молярна маса речовини}$$

Кількість речовини еквівалента (в моль):

$$n(f_{\text{екв}} X) = \frac{m(X)}{M(f_{\text{екв}}(X))} = \frac{n(X)}{f_{\text{екв}}(X)},$$

де $M(f_{\text{екв}})$ – молярна маса еквівалента речовини, $m(X)$ – маса речовини.

Наприклад, кількість речовини еквівалентів і молярні маси еквівалентів Хлору, Сульфуру і Нітрогену

в сполуках HCl, H₂S, NH₃ відповідно дорівнюють:

кількість речовини еквівалента – 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль;

молярна маса еквівалента – $M(\text{Cl}) = f_{\text{екв}}(\text{Cl}) \cdot M(\text{Cl}) = 1 \cdot 35,5 = 35,5$ г/моль,

$M(1/2 \text{ S}) = f_{\text{екв}}(\text{S}) \cdot M(\text{S}) = 1/2 \cdot 32 = 16$ г/моль,

$M(1/3 \text{ N}) = f_{\text{екв}}(\text{N}) \cdot M(\text{N}) = 1/3 \cdot 14 = 4,67$ г/моль.

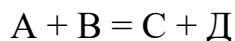
Молярна маса будь-якої складної сполуки дорівнює сумі молярних мас еквівалентів її складових частин. Наприклад:

$$M(1/2 \text{ MgO}) = 1/2 M(\text{Mg}) + 1/2 M(\text{O})$$

Молярні маси еквівалентів Гідрогену і Оксигену відповідно дорівнюють: 1 г/моль; 8 г/моль.

Молярні об'єми еквівалентів водню і кисню за н.у. дорівнюють 11,2 л; 5,6 л.

Згідно із законом еквівалентів речовини взаємодіють і утворюються однаковими кількостями еквівалентів. Наприклад для реакції



Буде виконуватися таке співвідношення:

$$n(f_{\text{екв}} A) = n(f_{\text{екв}} B) = n(f_{\text{екв}} C) = n(f_{\text{екв}} D)$$

Експериментальна частина

Прилади, посуд, реактиви: бюретка з поділками до 100 мл, гумова трубка, вдвоє довша від бюретки, лійка на 100-150 мл, штатив із затискачами, кільце для тримання лійки, пробірка. Дві короткі скляні трубки для з'єднання, мірний циліндр на 50 мл, невелика лійка, 4М розчин HCl, наважки цинку, кімнатний термометр, барометр.

Хід роботи

Для виконання досліду застосовують простий прилад, що складається з бюретки на 100 мл, укріпленої в штативі, на нижній кінець якої натягнута вдвоє довша гумова трубка, що закінчується герметично підігнутою лійкою. Лійка закріплена в кільці штатива. Верхній кінець бюретки через герметично закритий корок з'єднується гумовою трубкою з пробіркою, яка теж закрита корком. Через отвори в корках вставлені скляні та гумові трубки, якими бюретка сполучається з пробіркою. Зібраний таким чином прилад повинен бути герметичним.

Герметичність перевіряють так: в бюретку перед дослідом наливають воду так, щоб вона на 1/3 наповнювала лійку. Потім закривають верх бюретки корком, через який бюретка зв'язана з пробіркою. Якщо прилад зібрано герметично, то разом з піднятою вгору лійкою вода в бюретці підніметься на 1-2 см і зупиниться. Якщо рівень води буде підніматись далі вгору за лійкою, то прилад негерметичний і місця з'єднань окремих вузлів потрібно краще затиснути.

Після перевірки приладу на герметичність одержати наважку цинку, записати її масу і приступити до виконання досліду.

- Вийняти корок з пробірки приладу і переміщенням кільця з лійкою встановити рівень води в бюретці на кілька поділок нижче нульової відмітки.
- Влити через лійку у пробірку 5 мл хлоридної кислоти, намагаючись не змочити стінки пробірки.
- Нахилити напівгоризонтально пробірку так, щоб поміщена на кінці пробірки наважка цинку не впала на дно і кислота передчасно не змочила цинк.

В такому положенні закрити пробірку корком, з'єднаним з бюреткою. Знову перевірити герметичність приладу, як було описано раніше.

- Встановити і записати з точністю до 0,1 мл рівень води в бюретці по нижньому меніску (a_1).

- Опустити цинк в кислоту і спостерігати за виділенням бульбашок водню і витісненням води з бюретки в лійку. Періодично лійку опускати до рівня води в бюретці, щоб зрівнювався атмосферний тиск. Слідкувати за тим, щоб гумові трубки не перегинались. По закінченні реакції пробірку похолодити до кімнатної температури.

- Після цього переміщенням кільця з лійкою привести рівень води в бюретці і лійці до однакового рівня. Відмітити рівень води в бюретці і записати в зошит (a_2).

- Записати дані кімнатного термометра і барометра.

Для обчислення необхідні такі дані експерименту:

1. Маса цинку в г ($m(\text{Zn})$) = ;
2. Температура в лабораторії (t°) = ;
3. Атмосферний тиск в мм. рт. ст. (P) = ;
4. Рівень води в бюретці до реакції (a_1) = ;
5. Рівень води в бюретці після реакції (a_2) = .

Обчислення:

1. Об'єм водню, витісненого цинком при температурі t° і тиску P

$$V_t = (a_2 - a_1) \text{ мл.}$$

2. Привести об'єм витісненого водню до нормальних умов за формулою

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{V_t \cdot (P - h) \cdot 273}{P_0 \cdot T}, \text{ де } T - \text{абсолютна температура повітря в лабораторії}$$

($t^\circ\text{C} + 273$)

h – тиск насиченої пари при температурі в лабораторії (довідкова табл.)

3. Обчислити масу витісненого водню двома способами:

а) за формулою $m = \nu\rho$; $m(\text{H}_2) = V_0 \cdot 0,0899$ г/л (V_0 в літрах).

б) за пропорцією, виходячи з понять молярна маса M і молярний об'єм V_m :

$$M(H_2) = 2 \text{ г/моль}; V_m = 22,4 \text{ л/моль} = 22400 \text{ мл/моль}.$$

$$2 \text{ г } (H_2) - 22400 \text{ мл}$$

$$m(H_2) - V_0 \text{ мл}$$

$$m(H_2) = \frac{2V_0 \text{ мл}}{22400} (z).$$

4. Згідно закону еквівалентів відношення маси витісненого водню і прореагованого цинку відповідає відношенню їх еквівалентних мас:

$$\frac{m(H_2)}{m(Zn)} = \frac{E_m(H_2)}{E_m(Zn)}$$

$$E_m(H_2) = 1,008 \text{ г/л}$$

$m(H_2)$ – маса витісненого водню

$m(Zn)$ – маса наважки

Звідси можна обчислити еквівалентну масу цинку $E_m(Zn)$:

$$E_m(Zn) = \frac{m(Zn) \cdot E_m(H_2)}{m(H_2)}$$

5. Відносна похибка досліду (A)

$$A = \frac{E_m \text{ теор} - E_m \text{ прак}}{E_m \text{ теор}} \cdot 100\%; E_m(\text{теор}) = \frac{Ar(Zn)}{2}.$$

Довідкова таблиця

t ⁰ C	P мм. рт. ст.	t ⁰ C	P мм. рт. ст.
14	12,000	20	17,535
15	12,788	21	18,650
16	13,634	22	19,827
17	14,634	23	21,088
18	15,477	24	22,377
19	16,477	25	23,756

Контрольні запитання

1. Що називають еквівалентом речовини?
2. Поясніть чому деякі елементи мають кілька значень еквівалентних мас.
3. Яка залежність між валентністю елемента, еквівалентною та відносною атомною масою?
4. Як розрахувати еквівалентну масу елемента в складній речовині?

5. Чому об'єм водню, витісненого в експерименті, потрібно привести до нормальних умов?
6. Якими методами можна визначити еквівалентну масу елемента і речовини?

Завдання до теми

1. Обчисліть кількість речовини еквівалента і молярну масу еквівалента кислоти H_3PO_4 і основи $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в реакціях нейтралізації між ними, в результаті яких утворюються такі солі:

а) середня; б) кисла; в) основна. Проаналізуйте розрахунки і зробіть висновок чи сталою є молярна маса еквівалента речовини. Як визначають основність кислот та кислотність основ?

2. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна перевести кислі і основні солі, що утворюються при взаємодії кислоти H_2CO_3 і основи $\text{Ba}(\text{OH})_2$, в середні. Визначте кількість речовини і молярну масу еквівалента цих солей у наведених реакціях.

3. Для відновлення оксиду CoO масою 149,86 г витрачено 44,8 л водню (н.у.). Обчисліть молярні маси еквівалентів оксиду і металу.

4. Визначте об'єм кисню, необхідний для спалювання металу Mn масою 22,23 г, якщо при цьому утворюється оксид, в якому метал виявляє максимальний ступінь окиснення.

5. Визначте чи однакове значення молярної маси еквівалента матиме метал Fe в сполуках з: а) хлором; б) киснем; в) сіркою; г) азотом. При обчисленні необхідно враховувати всі можливі ступені окиснення, які може виявляти метал в цих сполуках.

6. При взаємодії основи $\text{Cu}(\text{OH})_2$ масою 39,04 г з невідомою одноосновною кислотою утворилась сіль масою 74,6 г. Визначте молярні маси еквівалента солі і кислоти. Яка це кислота?

7. Визначте молярну масу еквівалента металу Pb у сполуках: а) сульфат; б) карбонат; в) нітрат; г) фосфат. Метал у цих сполуках має мінімальний ступінь

окиснення. Обчислення ведіть, виходячи з молярних мас еквівалентів складної сполуки та її складових частин. Для розрахунків використовуйте відповідні формули.

8. При взаємодії основи $\text{Mg}(\text{OH})_2$ масою 46,64 г з кислотою H_2SO_4 утворилась середня сіль. Обчисліть масу кислоти, що вступила в реакцію, і добутої солі.

Лабораторна робота № 2

Класи неорганічних сполук

Хімічні елементи діляться в першу чергу на елементи з металевими і неметалевими властивостями. Багато елементів відповідно до періодичним законом проявляють одночасно властивості металу і не метала. Такі елементи називають амфотерними.

Форму існування хімічних елементів у вільному вигляді класифікують як прості (одноелементні) речовини.

Класифікація складних речовин може бути заснована на різних ознаках речовин і може використовувати різні принципи. Наприклад, класифікація речовин за хімічною природою спирається на наявність в сполуці найпоширенішого в природі елемента – оксигену. Найбільш відомою і зручною класифікацією складних речовин є поділ їх за хімічними властивостями. За цією ознакою речовини діляться на оксиди, основи, кислоти, солі (схема 1).

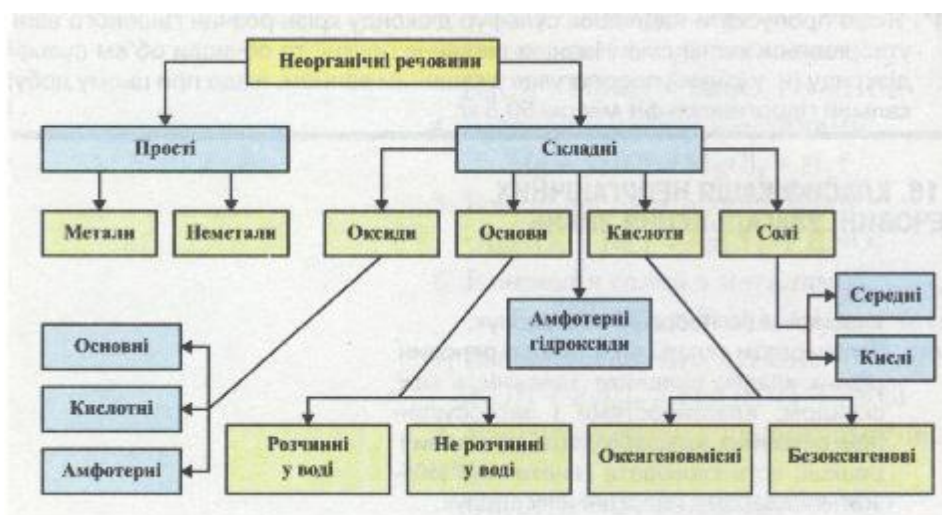


Схема 1. Класифікація неорганічних сполук

Експериментальна частина

Прилади та реактиви: спиртівка, лійка, азбестова сітка, залізний цвях, основний карбонат купруму, залізні і мідні ошурки, цинк в гранулах, розчин мідного купоросу, розчин H_2SO_4 5%, розчин HNO_3 10%, розчин HCl 10%, розчин $NaOH$ 5%, розчин хлориду купруму, розчин $NaOH$ 10%, розчин $BaCl_2$, розчин Na_2CO_3 , сульфату алюмінію, сульфату цинку, вапняна вода.

Дослід 1. Визначення хімічного характеру оксиду купруму (II)

Помістити у дві пробірки декілька кристалів оксиду цинку і додати в одну 0,5 мл розчину сірчаної кислоти, а в другу – 0,5 мл розчину лугу. Підігріваємо. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 2. Добування й властивості гідроксиду амонію

У пробірку приливаємо 0,5 мл розчину NH_4Cl і додаємо таку саму кількість розчину $NaOH$. Нагріваємо. В отвір пробірки вносимо, не торкаючись стінок, червоний лакмусовий папір, змочений водою. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 3. Добування важкорозчинної солі карбонатної кислоти

До 2–3 крапель розчину $BaCl_2$ додаємо 2–3 краплі розчину соди Na_2CO_3 . Спостерігаємо випадання білого осаду $BaCO_3$. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції

Дослід 4. Добування й властивості основного сульфату міді

Наливаємо у дві пробірки по 2 мл розчину сульфату міді. Додаємо в одну із пробірок 2 мл, а в другу – 0,5 мл розчину гідроксиду натрію. Перемішуємо вміст кожної пробірки і нагріваємо до кипіння. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 5. Добування основного та кислотного оксиду

У суху пробірку насипати небагато гідроксокарбонату міді, закрити її газовідвідною трубкою. У другу пробірку налити дистильованої води і 2-4 краплі нейтрального розчину лакмусу. Газовідвідну трубку опустити у воду. Обережно нагрівати пробірку до появи чорного осаду основного оксиду. Спостерігати зміну забарвлення лакмусу унаслідок взаємодії кислотного оксиду з водою з утворенням кислоти. Осад в пробірці залишити для наступного досліду. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

До отриманого осаду в пробірці додати 2н розчин сірчаної кислоти до розчинення осаду. Спостерігати появу характерного для даної солі фарбування. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 7. Взаємодія солей з металами

Опустити в розчин сульфату міді залізний цвях і спостерігати на ньому поява нальоту. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 8. Взаємодія кислоти з сіллю

До розчину нітрату срібла додати розчин соляної кислоти. Спостерігати появу осаду. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 9. Взаємодія кислоти з лугами (реакція нейтралізації)

У фарфорову чашку налити 1 мл 2н розчину гідроксиду натрію і 1-2 краплі фенолфталеїну, і додавати по краплях 2н розчин соляної кислоти до зникнення малинового забарвлення. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 10. Отримання кислій солі

В пробірку, з газовідвідною трубкою, помістити карбонат кальцію і прилити 2н розчин соляної кислоти. Виділився газ пропускати через розчин гідроксиду кальцію. Спостерігати утворення осаду нормальної солі і подальше розчинення осаду внаслідок утворення кислій солі. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Дослід 11. Одержання основної солі

До 2н розчину сульфату міді по краплях додавати 10% розчин аміаку до утворення осаду основної солі. Опишіть спостереження та складіть рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Розподіліть за класами речовини:

$\text{Al}(\text{OH})_3$, MgO , Fe_2O_3 , CuSO_4 , H_2O , H_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , H_3PO_4 .

Назвіть їх за систематичною номенклатурою.

2. Які з основ розкладаються при нагріванні:

NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Напишіть рівняння реакцій.

3. З якими речовинами реагуватиме H_2SO_4 ? Напишіть рівняння.

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Au}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na OH}$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3$

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3$

Лабораторна робота № 3

Хімічна кінетика і рівновага

Розділ хімії, що вивчає швидкість протікання хімічних реакцій та вплив на них різних факторів, називається **хімічною кінетикою**. Хімічна кінетика вивчає як гомогенні, так і гетерогенні реакції. **Гомогенними** називаються реакції, що протікають в однорідному середовищі (гомогенній системі), наприклад в газоподібній суміші або в розчині.

Гетерогенними називаються реакції, що протікають в неоднорідному середовищі (гетерогенній системі) – між речовинами, які перебувають у різних фазах (твердій і рідкій, газоподібній і рідкій тощо). Хімічна взаємодія в цьому випадку відбувається на межі поділу фаз.

Фаза – це частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу, при переході через яку властивості змінюються стрибкоподібно.

В загальному розумінні швидкість хімічної реакції відповідає числу елементарних актів взаємодії, що відбуваються за одиницю часу: для гомогенних реакцій – в одиниці об'єму, для гетерогенних – на одиниці площі поверхні поділу фаз.

Швидкість реакцій у гомогенних системах визначається зміною концентрації однієї з реагуючих речовин за одиницю часу:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

де C_1 і C_2 – концентрації реагуючої речовини в момент часу t_1 і t_2 . В процесі хімічної реакції концентрація реагуючих речовин зменшується ($C_1 < C_2$), а тому величина ΔC буде від'ємна, а оскільки швидкість реакції завжди додатна, то у формулі проставляється знак мінус. Одиниця вимірювання швидкості реакції – моль/л·с.

Швидкість хімічних реакцій залежить від багатьох факторів: природи реагуючих речовин, їх концентрації, температури, наявності каталізатора, подрібненості речовин, агрегатного стану тощо. Як правило, вона зростає із збільшенням концентрації речовини і підвищенням температури.

Вплив підвищення концентрації пояснюється зростанням кількості зіткнень молекул, що є необхідною умовою для взаємодії речовин. Чим вища концентрація реагуючих речовин, тим більша кількість зіткнень. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин виражається **законом діючих мас Гульдберга – Вааге**:

швидкість хімічної реакції при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин в степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у відповідному рівнянні реакції. Цей закон у математичній формі для загальної реакції

$aA + bB = cC + dD$ має вираз

$$v = K [A]^a \cdot [B]^b = K \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

А для реакції $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ швидкість дорівнює:

$$v = K \cdot C_{H_2}^2 \cdot C_{O_2}$$

У цьому виразі буквою С позначається концентрація реагуючих речовин, К – коефіцієнт пропорційності між концентрацією і швидкістю, який називається константою швидкості. Фізичний зміст К – вона чисельно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрація реагуючих речовин дорівнює 1 моль/л або коли їх добуток дорівнює одиниці.

Залежність швидкості від температури визначається **правилом Вант – Гоффа**: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції зростає у 2 – 4 рази.

Математичний вираз даного закону має такий вигляд:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}}$$

де x_1 і x_2 – швидкості реакції до і після підвищення температури, γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції (2, 3, 4).

Хімічною рівновагою називають такий стан оборотної реакційної системи, при якому швидкості прямої і зворотної реакції однакові:

$$v_1 = v_2$$

Хімічну рівновагу називають динамічною, оскільки в системі відбувається взаємодія в двох протилежних напрямках з однаковими швидкостями, а не змінюється тільки склад системи. Рівновага в системі зберігається тільки за сталих умов, а якщо умови змінюються, то рівновага порушується, тобто відбувається зміщення рівноваги. До факторів, які впливають на зміщення хімічної рівноваги належать: температура, концентрація речовин, тиск (для газоподібних речовин).

Згідно з **принципом Ле Шательє** рівновага зміщується в напрямку тієї реакції, яка зменшує чинену дію.

Наприклад, при підвищенні температури рівновага зміщується в напрямку реакції, яка відбувається із зниженням температури (поглинанням тепла), тобто ендотермічної реакції, а при збільшенні концентрації однієї із речовин – в бік реакції, в якій ця речовина витрачається.

Експериментальна частина

Обладнання та реактиви: секундомір, 4 бюретки (на 25 мл), штатив з пробірками, стакан на 200 мл, скляні палички, електроплитка, градуйована піпетка; 0,1н розчин Натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,1н розчин сульфатної кислоти H_2SO_4 , 0,1М розчин Ферум(III) хлориду, 0,0006М розчин амоній роданіду, кристалічний амоній хлорид, розчин Калій йодиду (20 мл 0,1М KI розвести дистильованою водою до 1 л), 1% розчин крохмалю.

Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин

А) Взаємодія Натрій тіосульфату з сульфатною кислотою



Бюретки заповнити розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , H_2O .

У три пронумерованих пробірки налити з бюретки вказану в таблиці кількість сульфатної кислоти. У три інших пробірки відміряти із бюреток тіосульфат натрію і воду, як вказано в таблиці (сумарний об'єм рідини в пробірці повинен бути теж 4 мл).

№ пробірки	Об'єм, мл			Концентрація Na ₂ S ₂ O ₃ , С	Час, t	Швидкість реакції, 1/t
	H ₂ SO ₄	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O			
1	4	4	0	1		
2	4	2	2	1/2		
3	4	1	3	1/4		

Потім послідовно змішати однакові об'єми розчинів тіосульфату і сульфатної кислоти (приливати розчин тіосульфату до розчину сульфатної кислоти і відрахувати секундоміром час від початку зливання до появи перших ознак помутніння. Швидкість знайти за формулою $x = 1/t$.

За результатами досліду побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин, для цього на осі абсцис відкласти концентрацію Na₂S₂O₃, а на осі ординат – швидкість реакції.

Б) Взаємодія Ферум(II) хлориду з Калій йодидом



В три пробірки з бюреток налити вказаний в таблиці об'єм розчину Калій йодиду і води

№ пробірки	Об'єм, мл			Розчин FeCl ₃ , к-сть крапель	Відносна концентрація KI	Час, t	Швидкість реакції, 1/ t
	KI	H ₂ O	Крохмаль				
1	4	0	1	2	1		
2	2	2	1	2	0,5		
3	1	3	1	2	0,25		

В кожен пробірку додати піпеткою 1 мл розчину крохмалю і обережно перемішати. Внести в кожен пробірку по 2 краплі розчину Ферум(III) хлориду почергово і визначити секундоміром час появи синього забарвлення.

Результати записати в таблицю.

Розрахувати швидкість реакції за формулою $v = 1/t$. За одержаними результатами побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації, як у попередньому досліді. Зробити загальний висновок з дослідів А) і Б).

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

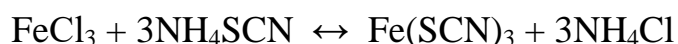
У три пронумеровані пробірки із бюретки налити по 4 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і поставити у стакан з водою. У три інших пробірки налити по 4 мл розчину сульфатної кислоти і поставити в той же стакан з водою. Через 5 хвилин виміряти температуру води, записати в таблицю. Потім у пробірку з 4 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ влити 4 мл розчину H_2SO_4 при температурі t_1 і відрахувати секундоміром час до появи помутніння і записати в таблицю.

№ пробірки	Об'єм, мл		Температура води, $^{\circ}\text{C}$	Час, t^0	Швидкість реакції, $1/t$
	H_2SO_4	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			
1	4	4			
2	4	4			
3	4	4			

Потім воду в стакані з пробірками нагріти на 10°C вище за попередню і повторити дослід в другій пробірці. Температуру води в стакані підвищити ще на 10°C і провести дослід у третій пробірці. Результати записати в таблицю. Розрахувати швидкість реакції. Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури.

Дослід 3. Вплив концентрації на хімічну рівновагу

Дослідження провести на прикладі взаємодії Ферум(III) хлориду і амоній роданіду:



В стакан налити 20 мл води і по кілька крапель розчинів FeCl_3 і NH_4SCN . Одержаний розчин з характерним забарвленням, зумовленим присутністю малодисоційованих молекул $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, розлити в 4 пробірки.

Першу пробірку залишити для порівняння, до другої додати кілька крапель (3-5) FeCl_3 , в третю – 3-5 крапель NH_4SCN , а в четверту – 2-3 кристалики сухої солі NH_4Cl .

Порівняти кольори розчинів із забарвленням в першій пробірці. Результати записати в таблицю. Пояснити спостереження.

Номер пробірки	Добавлена речовина	Зміна інтенсивності забарвлення (більше, менше)	Напрямок зміщення рівноваги (вправо, вліво)
1	–		
2	FeCl_3		
3	NH_4SCN		
4	NH_4Cl		

Контрольні запитання

1. Що вивчає хімічна кінетика?
2. Що таке швидкість хімічної реакції?
3. Які фактори впливають на швидкість хімічних реакцій?
4. Сформулювати закон діючих мас і правило Вант-Гоффа.
5. Що таке хімічна рівновага?
6. Якими чинниками можна змістити рівновагу?
7. Чому хімічна рівновага є динамічною?
8. Як впливає каталізатор на швидкість реакцій та хімічну рівновагу?

Завдання до теми

1. У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість прямої реакції в системі



2. Як слід змінити тиск, температуру, концентрацію речовин, щоб змістити рівновагу в системі $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2; -\Delta\text{H}$ в бік прямої реакції?

3. Як слід змінити температуру, щоб швидкість реакції змінилась (збільшилась або зменшилась) у 256 разів, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2?

4. У скільки разів зміниться швидкість прямої реакції, якщо:

а) зменшити температуру на 50°C

б) збільшити температуру на 30°C, температурний коефіцієнт 2?

5. У скільки разів зміниться швидкість прямої реакції $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ при збільшенні тиску у 2 рази?

Лабораторна робота № 4

Способи вираження концентрації розчинів

Розчинами називають гомогенні (однорідні) термодинамічно стійкі системи змінного складу з двох і більше компонентів (розчинник, розчинювана речовина та продукти їх взаємодії). Розчинником є та речовина, яка має такий же агрегатний стан, що й розчин, а при однакових агрегатних станах всіх речовин – та речовина, якої більше.

Розчини бувають тверді, рідкі, газоподібні. Найбільше значення мають рідкі розчини, зокрема водні.

Величину, яка показує кількісне співвідношення між розчинником або розчином і розчиненою речовиною, називають концентрацією розчину. Існує багато способів вираження концентрації розчинів, але найчастіше застосовують такі: масова частка розчинюваної речовини, молярна, моляльна, нормальна концентрація, титр.

Масова частка розчинюваної речовини – це число грамів розчиненої речовини в 100г розчину:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$$

Молярна концентрація, або молярність – це відношення кількості розчинюваної речовини (р.р.) до об'єму розчину, тобто вона показує скільки молів речовини міститься в 1 л розчину (моль/л), позначається C_m :

$$C_m = \frac{n(p.p.)}{V(p-ну)} = \frac{m(p.p.)}{M(p.p.) \cdot V(p-ну)}; \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Моляльна концентрація, або моляльність – це число молів розчинюваної речовини в 1 кг розчинника (моль/кг), позначається C_m :

$$C_m = \frac{n(p.p.) \cdot 1000}{m(\text{розчинника})} = \frac{m(p.p.) \cdot 1000}{M(p.p.) \cdot m(\text{розчинника})}; \frac{\text{моль}}{\text{кг}}$$

Нормальна концентрація, або нормальність визначається числом молів еквівалента розчинюваної речовини, яке міститься в 1 л розчину, позначається C_N або N і виражається в моль еквівалента на літр:

$$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(p.p.)}{V(p-ну)} = \frac{m(p.p.)}{M_{\text{екв.}}(p.p.) \cdot V(\text{розчину})}; \frac{\text{моль(екв)}}{\text{л}}$$

Титр розчину (Т) – відношення маси розчиненої речовини (г) до об'єму розчину (мл):

$$T = \frac{m(p.p.)}{V(p-ну)}; \frac{\text{г}}{\text{мл}}$$

В основі розрахунків, пов'язаних із використанням нормальної концентрації, лежить закон еквівалентів, а тому розчини, які мають однакові нормальності, взаємодіють рівними об'ємами, а при різних значеннях їх нормальностей співвідношення між їх об'ємами обернено пропорційне їхнім нормальностям:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

Зверніть увагу на те, що для одноосновних кислот і однокислотних основ значення молярності і нормальності збігаються.

При переході від одного типу концентрації до іншого користуються формулою, яка виражає залежність між масою, об'ємом і густиною:

$$m = V\rho, \text{ де } m - \text{ маса розчину, } V - \text{ об'єм розчину, } \rho - \text{ густина розчину.}$$

Розчини з нормальним і молярним типами концентрації готують у спеціальному посуді, який називають мірними колбами.

Принципи розрахунків для приготування розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини

А) розчини готуються розчиненням твердих речовин однорідного складу.

Приклад 1. Приготувати 150 г розчину Натрій хлориду з масовою часткою солі 5%.

Для експериментальної роботи слід провести розрахунки:

1) за формулою: $\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$ обчислити масу Натрій хлориду, яку слід

розчинити: $m(p.p.) = \frac{m(p-ну) \cdot \omega\%}{100\%}; m(\text{NaCl}) = \frac{150 \cdot 5}{100} = 7,5 \text{ г}$

2) обчислити масу води, потрібну для розчинення: $m(\text{H}_2\text{O}) = 150 - 7,5 = 142,5$ г.

Отже, для приготування 150 г розчину Натрій хлориду потрібно відважити 7,5 г його і розчинити в 142,5 г мл води, бо густина води $\rho = 1$ г/мл.

Б) приготування розчинів твердих речовин, що містять домішки, або розчинів кристалогідратів

Для цього спочатку необхідно провести розрахунки:

1) обчислити масу чистої речовини, потрібної для приготування вказаної маси розчину;

2) обчислити масу речовини з домішками чи масу кристалогідрату;

3) знайти масу води як різницю мас розчину і речовини, яку потрібно розчинити.

Приклад 2. Приготувати 200 г розчину Натрій нітрату з масовою часткою 8%, якщо зразок його містить 2% домішок.

$$1) m(\text{NaNO}_3) = \frac{200 \cdot 8}{100} = 16 \text{ г}$$

2) m наважки, в якій є 16г чистого нітрату:

$$\omega(\text{NaNO}_3) = 100\% - 2\% = 98\%$$

16 г NaNO_3 складає 98%

x г NaNO_3 складає 100%

$$x = \frac{16 \cdot 100}{98} = 16,33 \text{ г}$$

$$3) m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 16,33 \text{ г} = 183,67 \text{ г}$$

Отже, для приготування 200 г розчину NaNO_3 з $\omega = 8\%$ потрібно взяти наважку 16,32 г зразка нітрату з вмістом домішок 2% і 183,67 мл води.

Приклад 3. Приготувати 20 г розчину з вмістом сульфату Купруму 5% із кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$1) m(\text{CuSO}_4) = \frac{20 \cdot 5}{100} = 1 \text{ г}$$

2) m кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, в якій міститься 1 г безводної солі CuSO_4 :

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 + 90 = 250 \text{ (г/моль)}.$$

З обчислення молярної маси видно, що

в 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься 160 г CuSO_4

в x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься 1 г CuSO_4

$$x = \frac{250 \cdot 1}{160} = 1,562 \text{ г}$$

3) $m(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ г} - 1,562 \text{ г} = 18,438 \text{ г}$; або об'єм води 18,438 мл.

Отже, для приготування 20 г розчину з вмістом CuSO_4 5 % потрібно взяти 1,562 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і 18,438 мл води.

Розрахунки при розведенні і змішуванні розчинів різної концентрації

Виготовлення розчинів заданої концентрації

Іноді доводиться готувати розчини потрібної концентрації з іншого, більш концентрованого розчину відомої концентрації, додаванням води або розчину менш концентрованого. Для цього потрібно врахувати не лише концентрацію розчинів, а й густину. Це зумовлено тим, що рідини краще не зважувати, а відміряти об'ємами.

Густину знаходять в довідкових таблицях відповідності концентрації (ω) і густини (ρ) або вимірюють експериментально за допомогою ареометра (денсиметра).

Знаючи або обчисливши масу вихідного розчину, знайти за формулою $V = \frac{m}{\rho}$ об'єм рідини, потрібний для приготування розчину заданої концентрації, додаючи необхідний об'єм води.

Приклад 1. Яку масу сульфатної кислоти з $\omega = 80\%$ потрібно взяти для виготовлення 200 г розчину з $\omega = 10\%$? Який об'єм води необхідний для цього?

Розв'язок. Щоб приготувати розбавлений розчин з більш концентрованого необхідно останній розвести водою.

При цьому між масами вихідного і приготовленого розчину і масовими частками розчиненої в них речовини існує обернено пропорційна залежність:

$$\frac{\omega_1}{\omega_2} = \frac{m_2}{m_1}, \text{ де } \omega_1 \text{ і } m_1 - \text{ масова частка і маса вихідного розчину;}$$

ω_2 і m_2 - масова частка і маса приготовленого розчину.

$$m_1 = \frac{m_2 \cdot \omega_2}{\omega_1} = \frac{200 \cdot 10}{80} = 25 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} - 25 \text{ г} = 175 \text{ г або } 175 \text{ мл}$$

Отже, потрібно взяти 25 г розчину з $\omega = 80\%$ H_2SO_4 і 175 мл води. З довідкової таблиці видно, що концентрації H_2SO_4 з $\omega = 80\%$ відповідає густина 1,7 г/мл. Звідси об'єм вихідного розчину H_2SO_4 (V_1):

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho} = \frac{25}{1,7} = 14,7 \text{ мл}$$

Густина води дорівнює 1 г/мл, тому потрібно взяти 175 мл води.

В лабораторній практиці для розрахунку співвідношення розчинів, що змішуються, і добавленої води, потрібних для одержання розчинів з певною концентрацією розчиненої речовини, зручно користуватись діагональною схемою, яку називають ще правилом змішування (правило хреста). В цій схемі зліва (вгорі і внизу) записують значення концентрації (масова частка, молярна, нормальна концентрація, титр) вихідних розчинів. Посередині (по діагоналі) вказують концентрацію розчину, який потрібно приготувати. По діагоналі віднімають від більшої концентрації меншу і записують справа. Відношення величин справа відповідає відношенню мас (при масовій частці) чи об'ємів (при молярній, нормальній концентрації) вихідних розчинів, які потрібно змішати, щоб одержати розчин потрібної концентрації.

Приклад 2. В якому співвідношенні потрібно змішати розчини HNO_3 з масовими частками 14% і 50%, щоб одержати 240 г розчину HNO_3 з масовою часткою 20%?

Розв'язок. Складаємо діагональну схему: зліва записуємо вихідні концентрації, на перетині діагоналей – задану. По діагоналі віднімаємо від більшого значення менше і записуємо справа:

$$\begin{array}{r} 14\% \\ \diagdown \quad \diagup \\ \quad 20\% \\ \diagup \quad \diagdown \\ 50\% \end{array} \begin{array}{l} 30 \text{ (ч)} \\ \\ 6 \text{ (ч)} \end{array}$$
 Згідно схеми розчину з масовою часткою 50% потрібно взяти 6 частин, а з масовою часткою 14% - 30 частин за масою (тобто їх співвідношення 1 : 5).

Всього потрібно приготувати 240 г 20% розчину, що становить 6 частин, тому маси змішуваних розчинів:

$$m_1 = 240 : 6 = 40 \text{ (г)}, \text{ а } m_2 = 240 : 6 \cdot 5 = 200 \text{ (г)}.$$

Отже, потрібно змішати 40 г розчину HNO_3 з масовою часткою 50% і 200 г розчину з масовою часткою 14%, щоб приготувати 240 г розчину з масовою часткою 20%.

З довідкової таблиці видно, що концентрації 50% відповідає густина (ρ) 1,316 г/мл, то об'єм цього розчину $V(\text{HNO}_3) = 40 \text{ г} : 1,316 \text{ г/мл} = 30,4 \text{ мл}$. Аналогічно знаходять об'єм 14%-ого розчину. Відміряти знайдені об'єми розчинів і змішати їх.

Експериментальна частина

Для роботи необхідні: склянки з розчинами Натрій хлориду невідомої концентрації, циліндри на 500 мл, набір ареометрів, колби на 250 мл, лійки, скляні палички.

Дослід 1. Визначення складу розчинів Натрій хлориду різними способами

1. Влити одержаний розчин у скляний циліндр, поставити на рівну поверхню, обережно підібрати ареометр із виданого набору і виміряти густина розчину. Для цього ареометр обережно опускають в розчин, щоб не допустити різкого падіння на дно циліндра і щоб ареометр не торкався стінок. Коли підібраний ареометр перестане рухатись, записати показники його по нижньому меніску.

2. З довідкових таблиць відповідності густини і відсоткової концентрації за густиною можна взнати відсоткову концентрацію розчину.

3. Припустимо, що є 1 л розчину з відомими значеннями ω і ρ . Склад такого розчину можна виразити іншими способами, міркуючи так:

1) маса 1л розчину: $m = V\rho$

2) маса розчиненої речовини в 1л розчину:

$$m_{p.p.} = m_{\text{розчину}} \cdot \omega$$

3) молярна концентрація:

$$C_M = \frac{n(p.p.)}{V(p-ny)} = \frac{m(p.p.)}{M(p.p.) \cdot V(p-ny)}$$

4) молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація)

$$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(p.p.)}{V(p-ny)} = \frac{m(p.p.)}{M_{\text{екв.}}(p.p.) \cdot V(p-ny)};$$

5) титр розчину:

$$T = \frac{m(p.p.)}{1000}$$

Дослід 2. Приготування розчину хлориду натрію заданої концентрації з двох інших розчинів (виконується індивідуально)

Порядок виконання індивідуального завдання

1. Одержати у викладача завдання, в якому вказані об'єм і концентрація розчину, який потрібно приготувати.

2. За допомогою ареометра визначити густину вихідних розчинів.

3. З довідкової таблиці відповідності концентрації і густини (Таблиця 1) виписати концентрації вихідних розчинів відповідно визначеній густині.

4. З довідкової таблиці знайти густину розчину, вказаного в завданні.

5. Обчислити масу розчину, який потрібно приготувати: $m = V\rho$.

6. Застосувавши правило змішування, розрахувати маси вихідних розчинів, необхідних для виготовлення розчину, вказаного в завданні.

7. Знаючи густину виданих розчинів, обчислити їх об'єми: $V = \frac{m}{\rho}$.

8. Відміряти циліндром обчислені об'єми, вилити в колбу і добре перемішати.

9. Перевірити за допомогою ареометра і таблиці точність виконання завдання.

10. Описати хід роботи і здати на перевірку.

Таблиця 1

Залежність густин розчинів від концентрації при сталій температурі

Концентрація, %	Густина при 20 ⁰ С		%	Густина при 20 ⁰ С		
	NaCl	Na ₂ CO ₃		H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl
1	1,0053	1,009	4	1,027	1,022	1,019
2	1,0125	1,019	8	1,055	1,044	1,039
3	1,0196	1,029	12	1,083	1,068	1,059
4	1,0268	1,040	16	1,112	1,093	1,079
5	1,0340	1,050	20	1,143	1,119	1,100
6	1,0413	1,061	24	1,174	1,145	1,121
7	1,0486	1,071	28	1,205	1,171	1,142
8	1,0559	1,082	32	1,238	1,198	1,163
9	1,0633	1,092	36	1,273	1,225	1,183
10	1,0707	1,103	40	1,307	1,251	-
11	1,0782	1,113	44	1,342	1,277	-
12	1,0857	1,124	48	1,380	1,303	-
13	1,0933	1,134	52	1,419	1,328	-
14	1,1008	1,146	56	1,460	1,351	-
15	1,1065	-	60	1,503	1,373	-
16	1,1162	-	64	1,547	1,394	-
17	1,1241	-	68	1,594	1,412	-
18	1,1319	-	72	1,640		-
19	1,1398	-	76	1,687	1,445	-
20	1,1478	-	80	1,732	1,460	-
21	1,1559	-	84	1,776	1,474	-
22	1,1639	-	88	1,808	1,486	-
23	1,1722	-	92	1,830	1,496	-
24	1,1804	-	96	1,840	1,504	-
25	1,1888	-	100	1,848	1,522	-
26	1,1972	-	-	-	-	-

Контрольні запитання

1. Що називають розчинами?
2. Як класифікуються розчини?
3. Що являє собою процес розчинення?
4. Які способи вираження складу розчинів?

5. Що таке масова частка розчиненої речовини?
6. Чим відрізняється молярна концентрація від нормальної і моляльної?
7. Яке застосування мають розчини?

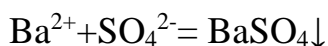
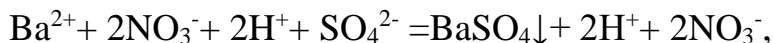
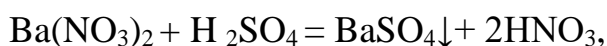
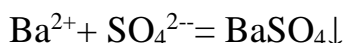
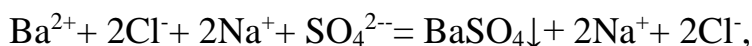
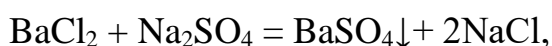
Завдання до теми

1. Яка маса нітратної кислоти міститься в її розчині об'ємом 500 мл, густиною 1,25 г/мл і з масовою часткою розчиненої речовини 40%?
2. В 300 мл розчину міститься 50 г Натрій сульфату. Визначити молярну концентрацію розчину.
3. Скільки грамів розчину з масовою часткою солі 80% і розчину з масовою часткою солі 20% потрібно для приготування 600 г розчину з масовою часткою 40%?
4. До 125 г розчину з масовою часткою кислоти 20% додали ще 25 г кислоти. Якою стала масова частка розчинюваної речовини в отриманому розчині?
5. До 300 г 60%-ого розчину глюкози долили 300 г води. Обчислити масову частку глюкози в розчині?
6. Злили 250 г 20%-ого розчину солі і 500 г 5%-ого розчину. Якою стала масова частка розчинюваної речовини в розчині?
7. У воді об'ємом 710 г розчинили кристалогідрат $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ масою 145 г. Обчислити масову і моляльну концентрації CaSO_4 в розчині.
8. У розчині об'ємом 250 мл і густиною 1,01 г/мл міститься 50 г KHCO_3 . Визначте масову частку, молярну і нормальну концентрацію речовини в розчині.
9. У воді масою 200 г розчинили 92 г металічного натрію. Обчисліть масову частку розчинюваної речовини в добутому розчині.
10. Визначте об'єм розчину NaOH з масовою часткою 36% і густиною 1,395 г/мл, який потрібен для приготування розчину цього гідроксиду з молярною концентрацією 5,7 моль/л, об'ємом 540 мл.

Лабораторна робота № 5

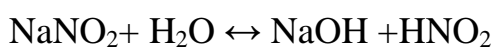
Реакції йонного обміну. Гідроліз солей

Згідно з теорією електролітичної дисоціації у водних розчинах електролітів взаємодіють між собою йони, тому такі реакції називають йонними реакціями, а рівняння цих реакцій – йонними рівняннями. Ці реакції відбуваються лише тоді, коли внаслідок взаємодії йонів утворюються такі сполуки: а) малорозчинна; б) газоподібна; в) слабкий електроліт (вода, слабка кислота, слабка основа); г) комплексний йон (катіон, аніон). При складанні йонних рівнянь реакцій слід керуватися таким правилом: формули розчинних сильних електролітів записувати у вигляді йонів, на які вони дисоціюють у розчині, а формули слабких електролітів, газоподібних продуктів і малорозчинних сполук – у молекулярній формі. Наприклад:



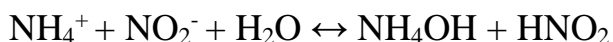
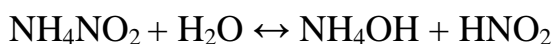
Суть реакції відображається рівнянням реакції в скороченій йонній формі, бо це рівняння свідчить, завдяки взаємодії яких йонів відбувається реакція.

Гідролізом солі називають взаємодію йонів солі з йонами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт. Гідроліз солі відбувається лише тоді, коли йони солі зв'язують йони води в малодисоційовані електроліти. Однією з основних ознак того, що сіль гідролізує, є зміна рН середовища водного розчину солі. Гідролізу підпадають солі, утворені: а) сильною кислотою і слабкою основою; б) слабкою кислотою і сильною основою; в) слабкою кислотою і слабкою основою. Наприклад:

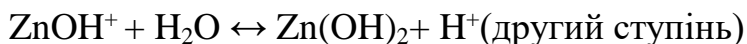
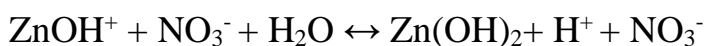
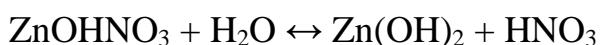
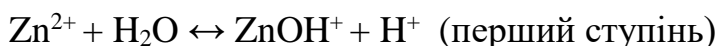
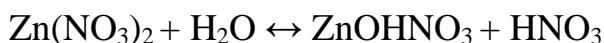


Як видно, внаслідок гідролізу солей, утворених слабкою кислотою і сильною основою, їх розчин набуває лужної реакції ($pH > 7$).

Найбільш повно гідролізує сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою тому, що внаслідок гідролізу утворюються два слабкі електроліти, тобто йони таких солей одночасно зв'язують обидва йони води (H^+ , OH^-).
Наприклад:



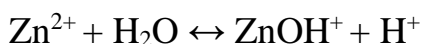
Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами і сильним основами або слабкими багатокислотними основами і сильним кислотами, відбувається ступінчасто. Число ступенів дорівнює основності слабкої кислоти або кислотності слабкої основи, якими утворена сіль. Наприклад:



Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем і константою гідролізу.

Ступінь гідролізу (h) – це відношення числа молів солі, що піддалися гідролізу, до загального числа молів солі в розчині. Він залежить від природи солі, концентрації і температури розчину. З розведенням ступінь гідролізу зростає.

Константа гідролізу (K) – це добуток константи рівноваги реакції гідролізу і концентрації води. Наприклад, гідроліз $ZnCl_2$ відбувається за рівнянням:



Згідно закону діючих мас, константа рівноваги:

$$K_{гидр.} = \frac{[ZnOH^+] \cdot [H^+]}{[Zn^{2+}] \cdot [H_2O]}; [H_2O] = const, \text{ то } K_{гидр.} = \frac{[ZnOH^+] \cdot [H^+]}{[Zn^{2+}]}$$

З рівняння гідролізу видно, що при додаванні кислоти рівновага гідролізу зміститься вліво, а $K_{\text{гдр.}}$ зростає. При добавлянні води рівновага зміститься вправо.

Експериментальна частина

Реактиви: розчини індикаторів (лакмусу, фенолфталеїну, метилоранжу), розчини солей: Калій сульфату, амоній хлориду, Натрій нітрату, Цинк сульфату, Калій карбонату, Алюміній сульфату, Ферум(III) хлориду, Натрій сульфід; вапняна вода, хлоридна кислота.

Обладнання і посуд: папірці універсального індикатора, червоного і синього лакмусу, штатив з пробірками, пробірка, пробіротримач, газовідвідна трубка з корком.

Дослід 1. Визначення рН розчинів солей

В три чисті пробірки налити окремо розчини таких солей: хлориду амонію, сульфату Калію, сульфіді Натрію. В кожен занурити 1/3 паперової смужки універсального індикатора. Порівняти колір кожної смужки зі шкалою індикатора. Записати значення рН всіх розчинів. Написати рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.

Дослід 2. Визначення реакції середовища розчинів солей

В окремі пробірки налити розчини таких солей: Натрій хлориду, Натрій сульфіді, Цинк нітрату. За допомогою скляної палички (вимити для кожної з пробірок) нанести краплю кожного із розчинів на червоний і синій лакмусовий папірець. З'ясувати зміну кольору лакмусових папірців, написавши скорочені і повні рівняння гідролізу солей.

Дослід 3. Вплив температури на ступінь гідролізу

А) В пробірку налити 1 мл розчину Натрій сульфіді і додати кілька крапель метилоранжу. Відмітити колір індикатора в розчині цієї солі. Розлити розчин в 2 однакові пробірки і довести рівним об'ємом води до блідо-рожевого забарвлення. Одну із пробірок підігріти. Що спостерігається? Зробити висновок про ступінь гідролізу при нагріванні.

Б) В пробірку налити 1 мл розчину натрій гідрогенкарбонату, додати одну краплю фенолфталеїну і нагріти до кипіння. Описати спостереження. Скласти рівняння гідролізу Натрій гідрогенкарбонату в молекулярній та йонній формі.

Дослід 4. Вплив розведення розчину на ступінь гідролізу

До 0,5 мл розчину Стибій(III) хлориду поступово краплями додавати воду до випадання білого осаду (каламуті).

Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі для першого і другого ступенів гідролізу. Написати вираз константи гідролізу першого ступеня. На основі значення константи гідролізу показати як впливає розведення на ступінь гідролізу цієї солі. Зробити загальний висновок про вплив концентрації на ступінь концентрації солей.

Дослід 5. Вплив середовища на ступінь гідролізу

В пробірку налити 0,5 мл дистильованої води, додати кілька кристаликів Станум(II) хлориду, розчинити їх. Записати спостереження. Утворений білий осад – основна сіль $\text{Sn}(\text{OH})\text{Cl}$. До розчиненої солі додати краплями хлоридну кислоту. Написати рівняння реакцій. Концентрацію яких йонів в розчині потрібно збільшити, щоб розчинити одержаний осад?

Контрольні запитання

1. Дати визначення електролітичної дисоціації.
2. Які речовини називають електролітами?
3. Які фактори впливають на ступінь дисоціації?
4. Що показує константа дисоціації? Як її змінити?
5. За яких умов реакції в розчинах електролітів ідуть до кінця?
6. Що називають йонним добутком води?
7. Дати визначення водневого показника.
8. Що таке гідроліз солей? Які солі піддаються гідролізу?
9. Які солі піддаються повному гідролізу?
10. Що показує константа гідролізу?

Завдання до теми

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені рівняння йонного обміну, в результаті яких утворюються малорозчинні речовини (осади) AgCl , CaCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.

2. Записати рівняння утворення NH_3 , CO_2 , H_2S в молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді.

3. Скласти рівняння реакцій, в результаті яких утворюється H_2O . Запишіть молекулярні та йонні рівняння.

4. Написати молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій гідролізу солей Na_2SO_3 , ZnBr_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$. Вказати реакцію середовища.

Лабораторна робота № 6

Координаційні сполуки

Координаційними (комплексними) називають сполуки, кристалічні ґратки яких складаються з комплексних груп, утворених внаслідок взаємодії йонів або молекул, здатних існувати самостійно.

Будову цих сполук пояснює координаційна теорія Вернера. Згідно з цією теорією всі групи, що входять до складу координаційної сполуки, певним чином розміщені навколо одного атома (**комплексоутворювача**), названого Вернером *центральною атомом (центральним йоном)*. Навколо комплексоутворювача розміщено (координовано) певне число протилежно заряджених йонів або нейтральних молекул, що називаються **лігандами** або **адендами**. Комплексоутворювач разом з лігандами утворюють **внутрішню сферу**. Решта йонів, які не розмістилися у внутрішній сфері, розташовані на більшій відстані від комплексоутворювача і утворюють **зовнішню сферу**.
Наприклад: $K_4[Fe(CN)_6]$

K_4 – зовнішня координаційна сфера;

$[Fe(CN)_6]$ – внутрішня координаційна сфера;

Fe – комплексоутворювач (центральний атом);

CN – ліганд;

6 – координаційне число.

Внутрішня сфера комплексу зберігається при розчиненні, утворюючи комплексний йон. Її межі показують квадратними дужками. Центральними атомами можуть бути майже всі хімічні елементи періодичної системи. Найбільш активними комплексоутворювачами є d – метали, зокрема, платинові (Pt, Pd), елементи родини Феруму (Fe, Co, Ni), підгруп Купруму (Cu, Ag, Au), Цинку (Zn, Cd, Hg). Центральними атомами в координаційних сполуках можуть бути також і неметали, наприклад, Бор ($K[BF_4]$), Силіцій ($K_2[SiF_6]$), Фосфор ($K[PF_6]$) тощо.

Важливими лігандами є:

а) йони OH^- , Cl^- , F^- , NO_2^- , CN^- , SCN^- ;

б) полярні молекули H_2O , NH_3 , CO , NO ;

в) неполярні молекули і такі, що легко поляризуються. Наприклад молекули етилендіаміну.

Число лігандів, безпосередньо сполучених з комплексоутворювачем - це координаційне число. Воно залежить від природи комплексоутворювача та ліганда і умов утворення комплексу, тому є змінною величиною.

Найбільш характерні координаційні числа:

2	4	6	8
Ag^+ , Au^+ , Cu^{2+}	Cu^{2+} , Zn^{2+} , Hg^{2+} , Au^{3+} , Pb^{2+} , Cd^{2+}	Fe^{3+} , Fe^{2+} , Co^{3+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Pt^{2+} , Pb^{4+}	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Mo^{2+}

Номенклатура координаційних сполук

Назви комплексних сполук будуються за систематичними правилами у відповідності до рекомендацій ІЮПАК (Міжнародна Спілка Теоретичної і Прикладної Хімії).

Аніонні ліганди – до назви аніона додають закінчення «о»:

F^- - фторидо; NO_2^- - нітрито; PO_4^{3-} - фосфато; NH_2^- - амідно;
 Cl^- - хлоридо; NO_3^- - ніtrato; SO_3^{2-} - сульфито; CO_3^{2-} - карбонато;
 I^- - йодидо; SO_4^{2-} - сульфато; $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ - оксалато; OH^- - гідроксидо;
 S^{2-} - сульфідно; CN^- - ціанідно; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ - тиосульфато; CNS^- - тиоціанато;

Нейтральні ліганди називають без зміни назви відповідної речовини:

O_2 – диоксиген, N_2 – динітроген, C_2H_4 – етилен. Спеціальні назви застосовують для таких лігандів: H_2O – аква, NH_3 – амін, CO – карбоніл, NO – нітрозно.

Для назви комплексоутворювача застосовують його систематичну назву, при цьому в катіонних і нейтральних комплексах назву беруть у називному відмінку, а в аніонних комплексах до назви додають закінчення «ат». Після назви комплексоутворювача в катіонних і аніонних комплексах вказується в дужках римською цифрою ступінь окиснення комплексоутворювача або

арабською цифрою заряд комплексного йона, в нейтральних комплексах ступінь окиснення комплексоутворювача не вказується.

Наприклад:

$\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ – Натрій гексагідроксостанат(IV);

$\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$ – Калій тетратіоціанатомеркурат(II);

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ – Калій триоксалатоферат(III);

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – діамінаргентум(I) гідроксид;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_3)_2]\text{NO}_3$ – тетрааміндинітрокобальт(III) нітрат;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{I}]\text{CO}_3$ – пентаамініодоплатина(3+)карбонат;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – тетраамінкупрум(II) катіон;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – Платинадіаміндихлоро;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]$ – Хромтетрааквадигідроксо.

Стійкість комплексних сполук визначають величинами константи нестійкості (K_n) і константи стійкості (K_c). Чим менше значення K_n і більше – K_c , тим стійкіший комплекс.

Експериментальна частина

Реактиви: розчин амоній гідроксиду (1M), розчин CuSO_4 , розчин амоній тіоціанату (роданіду), розчин Калій йодиду, розчин FeCl_3 , розчин $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeSO_4 кристалічний, розчин $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, Гідроген пероксид (конц.), розчин KOH , конц. розчин NaOH , розчин амоній сульфату, Ферум(III) сульфат (кристалічний), амоній сульфат (кристалічний), розчин BaCl_2 , $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ кристалічний.

Обладнання: штатив з пробірками, спиртівка, пробіротримач, фільтрувальний папір.

Дослід 1. Добування комплексних катіонів і аніонів

А) Утворення Купрум(II) аміакату

В пробірку налити близько 0,5 мл розчину Купрум(II) сульфату. Краплями додати розчин аміаку (амоній гідроксид) до утворення блакитного осаду. Збовтати вміст пробірки і розділити його на 2 пробірки. До одної додати надлишок (1/2 об'єму рідини в пробірці) NH_4OH . Що відбувається? Описати

спостереження. Написати рівняння реакцій, що відбулись. Дайте назву комплексній солі, яка утворилась. Вказати заряд комплексоутворювача і його координаційне число. Визначити в склад аніону чи катіону входить Купрум?

Б) Утворення Купрум(II) тіоціанату

В пробірку налити близько 1 мл розчину Купрум(II) сульфату. Додати такий же об'єм амоній тіоціанату. Описати зміни, що відбулись. Мотивувати спостереження, підтвердивши рівнянням реакції. Дати назву утвореної солі, вказати заряд комплексоутворювача і його координаційне число, заряд комплексного йона та написати вираз константи нестійкості комплексного йона.

Дослід 2. Окислювально-відновні реакції комплексних сполук

Відновлення йона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ і утворення йона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

В пробірку налити 2 мл розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і додати 2 краплі Ферум(III) хлориду. Звернути увагу на зміну кольору. Написати рівняння реакцій.

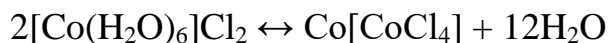
Потім додати в пробірку 2-3 краплі Гідроген пероксиду і 1-2 краплі КОН. Які зміни відбулись? Написати молекулярне та йонне рівняння реакцій.

Дослід 3. Стійкість комплексних іонів

В пробірку налити 1 мл розчину Купрум(II) сульфату і краплями добавляти розчин аміаку NH_4OH до повного розчинення осаду, який утворився при добавлянні перших крапель NH_4OH . Написати рівняння реакцій утворення тетраамінкупрум(II) сульфату та рівняння первинної і вторинної дисоціації комплексної солі та йона. Одержаний розчин розділити на 2 пробірки. В першу додати розчин Натрій гідроксиду, а в другу – розчин амоній сульфіді. Написати рівняння реакцій. Описати і пояснити спостереження, виходячи із значень добутку розчинності (ДР): $\text{ДР}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 8,3 \cdot 10^{-20}$; $\text{ДР}(\text{CuS}) = 8,5 \cdot 10^{-45}$ та значення константи нестійкості комплексного йону $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$: $K_{\text{нест}} = 4,6 \cdot 10^{-14}$. Чому не випадає осад в першій пробірці?

Дослід 4. Руйнування і утворення комплексного йона

В пробірку помістити кілька кристаликів (покрити дно) солі $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і обережно нагріти. Спостерігати за зміною кольору кристалів. Ця зміна викликана хімічною реакцією:



Комплексний йон $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ має рожеве забарвлення, $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ – синє. Охолодити пробірку і додати кілька крапель води. Що відбувається? Написати рівняння.

Дослід 5. Комплексні сполуки в реакціях обміну

В пробірку налити 0,5 мл Купруму(II) сульфату і долити такий же об'єм $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Які зміни відбулись? Звернути увагу на колір осаду. Написати молекулярне та йонне рівняння реакції. Записати рівняння дисоціації і константу нестійкості комплексного йона, що взяв участь в обмінному процесі.

Контрольні запитання

1. Які сполуки називають координаційними?
2. Чи можна провести чітку межу між комплексними сполуками і подвійними солями?
3. Що називають комплексоутворювачем, лігандами, внутрішньою і зовнішньою сферою?
4. Для яких елементів періодичної системи характерне утворення комплексних сполук?
5. Координаційне число двозарядного йона E^{2+} дорівнює 4. Напишіть формули амонійного і ціанідного комплексів, що утворює цей йон.
6. Визначити заряди комплексних йонів, ступені окиснення і координаційні числа комплексоутворювачів у сполуках і дати їм назву:



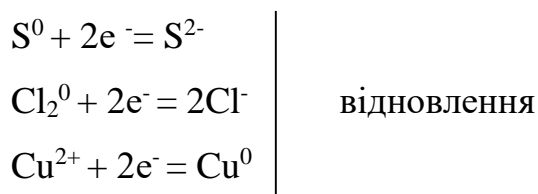
Лабораторна робота № 7

Окисно-відновні реакції

Окисно-відновними називаються реакції, в ході яких елементи змінюють ступені окиснення. Зміна ступеня окиснення відбувається внаслідок переходу електронів або зміщення електронних пар від одного атома чи йона до іншого.

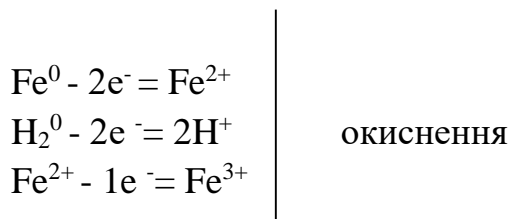
Для окисно-відновних реакцій важливими є такі поняття: окисник, відновник, відновлення, окиснення, ступінь окиснення (с.о.).

Окисник – частинка (атом, молекула, йон), яка приєднує електрони:



Окисник в процесі реакції відновлюється.

Відновник – частинка (атом, молекула, йон), яка віддає електрони:



Відновник в процесі реакції окиснюється. Умовна величина, з допомогою якої характеризують окисно-відновні властивості різних сполук, називається ступенем окиснення.

Під ступенем окиснення розуміють заряд, який виник би на атомі, якщо виходити із припущення, що електрони переходять до більш електронегативного елемента, тобто **ступінь окиснення** – це умовний заряд, якого набув би атом, якби перетворився на йон. При цьому атом, який віддає електрони, набуває позитивного значення ступеня окиснення, а атом, що приймає – негативного. Слід пам'ятати, що атоми металів в усіх сполуках завжди мають позитивний ступінь окиснення, а атоми неметалів можуть мати і позитивне і негативне значення ступенів окиснення, залежно від електронегативності атомів, з якими зв'язані в сполуці.

Наприклад: в сполуці Na_2S^{-2} Сульфур має ступінь окиснення «-2» в сполуці з менш електронегативним елементом; в S^{+4}O_2 – ступінь окиснення Сульфуру «+4» в сполуці з більш електронегативним елементом.

Залежно від значення ступеня окиснення елементів сполуки в реакціях можуть проявляти такі окисно-відновні властивості:

а) якщо сполука містить елемент із максимальним значенням ступеня окиснення, то вона виявляє властивості лише окисника, бо елемент у такому стані може тільки приєднувати електрони;

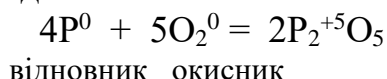
б) якщо сполука містить елемент з мінімальним значенням ступеня окиснення, то речовина виявляє властивості тільки відновника тому, що такий елемент може лише віддавати електрони;

в) якщо сполука містить елемент у проміжному ступені окиснення, то елемент може як віддавати так і приймати електрони залежно від природи іншої речовини, з якою вступає в реакцію, тобто така сполука проявляє окисно-відновну двоїстість. Наприклад:

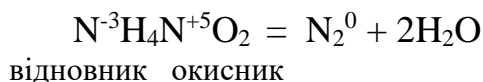
HN^{+5}O_3	HN^{+3}O_2	N^{-3}H_3
тільки окисник	окисно-відновна двоїстість	тільки відновник

Розрізняють чотири типи окисно-відновних реакцій.

1. **Міжмолекулярні ОВР**, в яких окисник і відновник різні речовини. Наприклад:



2. **Внутрішньомолекулярні ОВР**, які відбуваються із зміною ступенів окиснення атомів однієї речовини. Наприклад:



3. **Реакції самоокиснення – самовідновлення** – це реакції, в яких відбувається збільшення і зменшення ступеня окиснення атомів одного й того ж елемента. Це елементи з проміжними ступенями окиснення. Наприклад:



4. **Реакції диспропорціювання** – це реакції, в яких беруть участь дві речовини, які містять один елемент з різними ступенями окиснення. Наприклад:



відновник окисник

Для складання окисно-відновних реакцій застосовують два методи: метод електронного балансу та йонно-електронний метод. Обидва методи виходять з положень, що кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює кількості електронів, які приймає окисник. При використанні методу електронного балансу слід пам'ятати, що окисник в окисно-відновних реакціях завжди понижує ступінь окиснення, а відновник – підвищує. Метод напівреакції застосовують для реакцій у водних розчинах.

Експериментальна частина

Дослід 1. Окислювальні властивості перманганату Калію в різних середовищах

Реактиви: розчин KMnO_4 (світло-малинового кольору), розчин KOH (концентрований), Na_2SO_3 (свіжоприготовлений), розчин H_2SO_4 .

А) лужне середовище

В пробірку налити 1 мл світло-малинового розчину Калій перманганату і 1-2 краплі концентрованого розчину Калій гідроксиду. Потім додати з піпетки краплями щойно приготовлений розчин Натрій сульфїту, помішуючи рідину в пробірці. Спостерігати за змінами в пробірці.

Б) нейтральне середовище

В пробірку налити 1 мл світло-малинового розчину Калій перманганату і додати кілька крапель щойно приготовленого Натрій сульфїту. Описати зміни, що відбулись. Пояснити утворення темно-бурого осаду.

В) кисле середовище

До 1 мл світло-малинового розчину Калій перманганату додати 1-2 краплі розчину сульфатної кислоти, струшуючи пробірку, щоб рідина в ній перемішувалась. Потім долити кілька крапель Натрій сульфїту. Спостерігати за зміною забарвлення.

Описати спостереження, скласти рівняння відповідних реакцій, урівняти їх методом електронного балансу.

Дослід 2. Окислювально-відновні властивості сполук Феруму

Реактиви: розчин KMnO_4 (світло-малинового кольору), 1М розчин H_2SO_4 , розчин FeSO_4 (свіжоприготовлений), 10% розчин FeCl_3 , шматочки мідного дроту.

А) відновні властивості йона Fe^{2+}

До 0,5 мл розчину KMnO_4 додати 2-3 краплі 1М розчину H_2SO_4 , а потім краплями додати в пробірку свіжоприготовлений розчин Ферум(II) сульфату до повного знебарвлення. Пояснити спостереження. Чому розчин FeSO_4 має бути щойно приготовлений?

Б) окислювальна дія йона Fe^{3+}

В пробірку налити 1мл 10% розчину FeCl_3 , додати шматочок мідного дроту. Залишити на 1 годину. Описати спостереження.

Скласти рівняння відповідних реакцій, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 3. Окислювально-відновні властивості сполук Хрому

Реактиви: розчин солі Хрому(III), 2М розчин NaOH , 3% розчин H_2O_2 , розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, розчин KI , розчин H_2SO_4 .

Обладнання: водяна баня.

А) відновна дія сполук Хрому(III)

В пробірку налити близько 0,5 мл розчину солі Хрому(III) і прилити краплями 2М розчин гідроксиду Натрію до розчинення осаду, що утворився. До одержаного розчину хроміту додати 10 крапель 3% розчину Гідроген пероксиду і нагріти на водяній бані до жовтого забарвлення рідини в пробірці. Пояснити появу цього забарвлення.

Б) окислювальна дія сполук Хрому(VI)

У дві пробірки налити по 0,5 мл розчину Калій дихромату і підкислити розчин, додавши 2-3 краплі розчину H_2SO_4 . До однієї пробірки додати 2-3 краплі KI , а до другої 2-3 краплі щойно приготовленого розчину Натрій сульфїту. Обережно нагріти на водяній бані і спостерігати за зміною забарвлення.

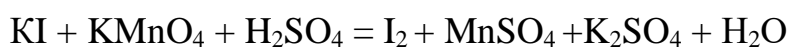
Скласти рівняння реакцій, урівняти електронним балансом.

Контрольні запитання

1. Які реакції називають окисно-відновними?
2. Що таке ступінь окиснення? Які є ступені окиснення?
3. Дати визначення окисника і відновника, навести приклади.
4. Назвати типи окисно-відновних реакцій, навести приклади.
5. Яке значення окисно-відновних реакцій?

Завдання до теми

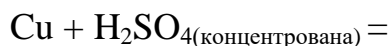
1. Завершіть схему реакції, доберіть коефіцієнти методом електронного балансу:



Вкажіть окисник та відновник, процеси окиснення та відновлення.

2. Виходячи із ступенів окиснення елементів у сполуках KClO_3 , H_2S , H_2O_2 визначіть які властивості вони матимуть в окисно-відновних реакціях: а) окисника; б) відновника; в) окисника і відновника. Підтвердити ці властивості рівняннями реакцій.

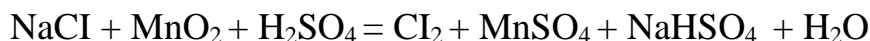
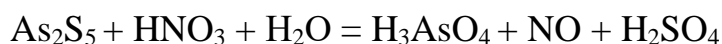
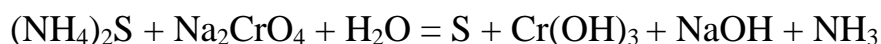
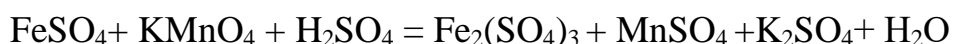
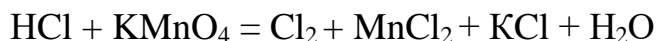
3. Складіть рівняння реакції і підберіть до нього коефіцієнти методом електронного балансу:



4. Для кислоти HNO_3 складіть три рівняння з речовинами, що проявляють відновні властивості. Коефіцієнти підберіть електронним балансом.

5. Складіть два рівняння окисно-відновних реакцій з відновником NH_3 , використовуючи різні окисники. Доберіть коефіцієнти електронним балансом.

6. Урівняти рівняння окисно-відновних реакцій:



Лабораторна робота № 8

Хімія елементів

Властивості хімічних елементів та їх сполук залежать від величини заряду ядер атомів цих елементів, а положення елемента в періодичній системі пов'язане з будовою його атома. Елементи головної (А) і побічної (В) підгруп однієї групи мають дещо різні властивості, що обумовлено особливостями будови передостаннього електронного шару атомів.

1 група. Атоми елементів 1А і 1В груп мають однакову будову зовнішнього електронного шару ns^1 і проявляють ступінь окиснення +1. Для елементів 1А групи це єдиний ступінь окиснення, а елементи 1В групи проявляють ступені окиснення +1, +2, +3. Елементи 1А групи називаються лужними металами (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr), а елементи 1В групи – важкі кольорові метали (Cu, Ag, Au). Лужні метали є найактивнішими серед металів, вони реагують з киснем, воднем, галогенами, водою, кислотами. Хімічна активність елементів 1В групи невелика. Наприклад, з киснем реагує лише мідь, а благородні метали не взаємодіють з киснем навіть при нагріванні. З водою мідь, срібло і золото теж не взаємодіють.

2 група. Структура останнього електронного шару елементів ІІА і ІІВ груп – ns^2 , тому в сполуках ці елементи проявляють ступінь окиснення +2 (Меркурій +2, +1). Елементи головної підгрупи (крім Магнію та Берилію) називають лужно-земельними металами, які виявляють високу хімічну активність, легко віддаючи валентні електрони і перетворюючись на йони Me^{2+} . Берилій і Магній відрізняються від лужно-земельних металів, що пояснюється малими радіусами атомів і великими потенціалами іонізації. Берилій за властивостями подібний до Алюмінію (амфотерний), а Магній – до Літію («діагональна подібність»). Всі метали ІІА групи дуже активні і безпосередньо сполучаються з неметалами (киснем, сіркою, галогенами, вуглецем, азотом, кремнієм), а кальцій, стронцій, барій при нагріванні реагують з воднем. З води і розбавлених кислот всі метали витісняють водень.

ІІВ група включає Zn, Cd, Hg – d-елементи великих періодів із завершеним d-підрівнем – d^{10} . Метали побічної підгрупи менш активні, ніж елементи головної підгрупи, особливо ртуть. За звичайних умов вони не реагують з водою. Цинк і кадмій взаємодіють із розбавленими кислотами, витісняючи водень. Ртуть в ряду активності металів стоїть після водню, тому реагує лише з кислотами-окисниками. Цинк і його сполуки – амфотерні, вони вступають в реакцію як з кислотами, так і з лугами.

3 група. Елементи головної підгрупи третьої групи (ІІІА) належать до р-елементів, що обумовлено будовою зовнішнього електронного шару $ns^2 np^1$. У атомів елементів побічної підгрупи на останньому шарі ns^2 електрони і незавершений передостанній $(n-1)d^1$ підрівень, тобто вони є d-елементами. Лантаноїди і актиноїди – f-елементи. Елементи ІІІВ групи виявляють сильніші металічні властивості, ніж ІІІА, вони є типовими активними металами. В головній підгрупі Бор виявляє неметалічні властивості, Алюміній, Галій, Індій і Талій – метали, але металічні властивості в них виражені слабше, тому оксиди і гідроксиди Алюмінію, Галію Індію амфотерні. Характерний ступінь окиснення атомів елементів ІІІ групи +3, Галій, Індій і Талій виявляють також +1 і +2.

4 група. В атомах елементів ІV групи на останньому шарі по 4 електрони, що свідчить про те, що ці елементи займають проміжне місце між металами і неметалами. В головній (ІVА) підгрупі Карбон і Силіцій виявляють неметалічні властивості, Германій можна вважати і металом, і неметалом, але неметалічні властивості переважають, Станум і Плюмбум більше метали, ніж неметали, хоч вони проявляють амфотерні властивості.

Елементи (ІVА) підгрупи є р-елементами, що пояснюється будовою зовнішнього електронного шару – $ns^2 np^2$. Характерні ступені окиснення Карбону, Силіцію, Германію -4,+2,+4, а Стануму і Плюмбуму +2,+4.

Елементи ІVВ групи називають підгрупою Титану, вона включає Титан, Цирконій, Гафній, Дубній. Конфігурація останнього шару їхніх атомів $(n-1)d^2 ns^2$. Характерні ступені окиснення Титану +4,+3,+2; Цирконію і Гафнію

+4,+2. Дубній – штучний радіоактивний елемент. За звичайних умов ці метали малоактивні при нагріванні реагують з кислотами, киснем, галогенами, азотом.

5 група. До головної підгрупи V групи належать Нітроген, Фосфор, Арсен, Стибій, Бісмут. Зовнішній електронний шар їх атомів містить s^2p^3 електрони, тому ці елементи виявляють неметалічні властивості і здебільшого є окисниками. Із зростанням порядкового номера елемента збільшуються радіуси атомів, зменшуються енергії іонізації та електронегативність. Неметалічні властивості яскраво виражені в Нітрогену, послаблюються в ряду N - Ві. Металічні властивості починають проявлятися в Арсену, Стибій в однаковій мірі виявляє металічні й неметалічні властивості, у Бісмуту переважають металічні властивості, він радіоактивний.

Побічну підгрупу V групи становлять Ванадій, Ніобій і Тантал. На зовнішньому електронному шарі їх атомів два або один електрони, тому ці елементи – метали. Валентними є електрони передостаннього d-підрівня і s-електрони зовнішнього шару, завдяки чому Ванадій та його аналоги можуть проявляти ступені окиснення +2, +3, +4, +5.

Найстійкіший для них +5, на відміну від елементів VA групи здатність проявляти ступінь окиснення +5 в ряду V – Nb – Ta посилюється.

Хімічна активність в ряду V – Nb – Ta помітно послаблюється. З кислотами не окисниками елементи VB групи не реагують і по-різному взаємодіють з кислотами окисниками. Всі елементи здатні до комплексоутворення.

Оксиди елементів побічної підгрупи кислотні або амфотерні.

6 група. Її головну підгрупу складають Оксиген, Сульфур, Телур та радіоактивний Полоній; побічну – Хром, Молібден, Вольфрам. Сполуки з найвищим ступенем окиснення елементів обох підгруп подібні за властивостями, проте їх сполуки з нижчими ступенями окиснення і прості речовини значно відрізняються.

Зовнішній електронний шар атомів елементів VIB групи має будову s^2p^4 . Всі вони, крім Полонію, неметали. Атом Оксигену, на відміну від інших елементів підгрупи, не має d-підрівня на зовнішньому електронному шарі, тому він

проявляє ступені окиснення +2; -1; -2. Сульфур, Селен, Телур і Полоній, на відміну від Оксигену, можуть виявляти -1; -2; +4; +6. Це пояснюється тим, що атоми цих елементів можуть переходити у збуджений стан і кількість неспарених електронів збільшується за рахунок розпаровування s- і p-електронів.

Оскільки у атома Оксигену є тільки два неспарених електрони, то можливі лише дві комбінації сполучення атомів у молекули: $O = O$; $O - O - O$ і утворення двох алотропних видозмін – кисень (O_2) і озон (O_3). Сульфур, Селен і Телур утворюють більше простих речовин тому, що їх атоми при збудженні можуть мати два, чотири або шість неспарених електронів і варіантів сполучення атомів у молекули більше. Так Сульфур може існувати у вигляді октаедричної, моноклінної, пластичної сірки, останнім часом добуто зелену, червону, оранжеву сірку.

Оксиди Сульфур, Селену і Телуру мають кислотний характер, їм відповідають кислоти. Елементи побічної підгрупи (Хром, Молібден, Вольфрам) утворюють основні оксиди (CrO), амфотерні (Cr_2O_3), кислотні (CrO_3 , MoO_3 , WO_3). Елементи побічної підгрупи є комплексоутворювачами з координаційними числами 4 і 6.

7 група. Елементи головної підгрупи VII групи називаються галогенами. Це типові неметали з високою електронегативністю і хімічною активністю. До завершення зовнішнього електронного шару не вистачає одного електрона, тому вони мають високу спорідненість до електрона, легко перетворюються в негативно заряджені йони із завершеним останнім шаром електронів - s^2p^6 . Характерні ступені окиснення: для Флуору – (-1) (він має найвищу електронегативність і може бути лише окисником), Хлор, Бром і Йод виявляють -1, +1, +3, +5, +7. Астат – радіоактивний галоген.

Галогени утворюють леткі сполуки з Гідрогеном: HF , HCl , HBr , HI (галогеноводні), які при розчиненні у воді утворюють кислоти. Прості речовини F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 активно окислюють метали і неметали, утворюючи галогеніди. В

ряду F – Cl – Br – I – At хімічна активність слабшає, тому попередній елемент витісняє наступний із його сполук.

З киснем галогени безпосередньо не взаємодіють, але відомі їхні оксиди, які мають кислотний характер, і їм відповідають кислоти, наприклад:

Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 та HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 . Оксигеновмісні сполуки Броду і Йоду за складом і властивостями подібні до сполук Хлору.

Побічну підгрупу VII групи складають Манган (Mn), Технецій (Tc), Реній (Re). Це d-елементи з будовою валентних оболонок відповідно $3d^54s^2$, $4d^55s^2$, $5d^56s^2$. Ступені окиснення для Мангану +2, +3, +4, +6, +7, Технецію +4, +6, +7, Ренію від +1 до +7. Це метали, Манган – досить активний метал, тому в порошкоподібному стані енергійно реагує з киснем, галогенам, сіркою, фосфором, силіцієм, азотом, розбавленими кислотами. Концентровані кислоти нітратна і сульфатна пасивують метал. В ряду Mn – Tc – Re хімічна активність слабшає; Технецій і Реній – малоактивні метали, тому не реагують з розбавленими кислотами, а лише з концентрованими. Mn, Tc, Re схильні до комплексоутворення.

8 група. Головну підгрупу утворюють інертні гази Гелій (He), Неон (Ne), Аргон (Ar), Ксенон (Xe), Радон (Rn). За звичайних умов вони пасивні, за жорстких умов (висока температура, тиск, опромінення тощо) утворюють деякі сполуки, що мають обмежене використання.

Елементи побічної підгрупи утворюють тріади: Ферум (Fe), Кобальт (Co), Нікол (Ni); Рутеній (Ru), Родій (Rh), Паладій (Pd); Осмій (Os), Іридій (Ir), Платина (Pt). Всі вони d-елементи, метали. Найактивніші з них Fe, Co, Ni, метали середньої активності, їх виділяють в окрему родину. Ферум може виявляти ступені окиснення +2, +3, +6; Кобальт +2, +3; Нікол здебільшого +2. При нагріванні вони сполучаються з Сульфуром, Оксигеном, Фосфором. Сухий хлор із залізом не взаємодіє, тому зберігають його в сталевих балонах.

З воднем метали не реагують, але здатні поглинати значну кількість його. При дії Карбон(II) оксиду на ці метали в порошкоподібному стані під тиском і

при температурі $+100 - +200^{\circ}\text{C}$ утворюються карбоніли $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, $\text{Co}_2(\text{CO})_8$, де елементи мають ступінь окиснення 0 (нуль).

Метали розчиняються в кислотах – неокисниках та розбавлених розчинах нітратної і сульфатної кислот. Концентрована HNO_3 пасивує залізо. Елементи родини Феруму стійкі до розчинів і розплавів лугів. Для цих елементів характерні основні оксиди (EO), амфотерні (E_2O_3) та подвійні (E_3O_4), крім Ніколу. Атоми цих елементів здатні до комплексоутворення.

Платиноїди – рідкісні елементи, які зустрічаються в природі переважно у вільному стані, найрідкісніший з них Рутеній. Платиноїди дуже пасивні, тому їх називають благородними металами, більш реакційно здатні в порошкоподібному стані. Не реагують з азотом, кислотами – неокиснювачами, з кислотами – окисниками взаємодіють по-різному. Платина і паладій розчиняються в «царській горілці», утворюючи комплексні кислоти складу $\text{H}_2[\text{ECl}_6]$.

Оксиди платиноїдів з водою не реагують, гідроксиди їх одержують дією луку на солі. Оксиди і гідроксиди платинових металів амфотерні або кислотні.

Елементи родини Платини утворюють багато комплексних сполук.

Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія лужних металів з водою

Реактиви: металічний натрій, дистильована вода, фенолфталеїн.

Обладнання та посуд: кристалізатор, ніж, пінцет, фільтрувальний папір.

Дослід проводити за склом у витяжній шафі. Невеликий шматочок натрію розрізати ножом спостерігати як поступово тьмяніє поверхня зрізу. Пояснити це явище, написати рівняння реакції. Шматочок розміром з сірникову голівку кинути в кристалізатор, наполовину наповнений водою. Спостерігати активну взаємодію натрію з водою. По закінченні реакції до розчину додати кілька крапель фенолфталеїну. Чому змінюється колір розчину? Написати рівняння реакції, описати спостереження.

Дослід 2. Взаємодія міді з кислотами

Реактиви: розчини H_2SO_4 , HNO_3 , концентровані кислоти H_2SO_4 , HNO_3 , мідні ошурки.

Обладнання та посуд: пробірки, спиртівка, сірники, пінцет.

Дослід проводити у витяжній шафі. У дві пробірки внести по 1 мл розчинів кислот: в першу – розчин сульфатної, в другу – розчин нітратної кислоти. В кожен вкинути кілька ошурків міді. Що спостерігається?

Злити розчини з пробірок, промити мідні ошурки водою і додати в першу пробірку концентровану сульфатну кислоту, а в другу – концентровану нітратну. Злегка підігріти. Описати спостереження, написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування водню і дослідження його властивостей

Реактиви: цинк металічний, 10%-ий розчин HCl .

Обладнання та посуд: пробірка, корок з газовідвідною трубкою, сірники.

У пробірку налити 1 мл 10%-ого розчину хлоридної кислоти і кинути гранулу цинку. Закрити отвір пробірки корком з газовідвідною трубкою. Коли реакція в пробірці відбуватиметься активно, піднести до отвору газовідвідної трубки запалений сірник і підпалити газ. Написати рівняння реакцій.

Чи можна замінити цинк іншими металами? Якими? Чи буде виділятися водень при дії на цинк: 1) розбавленої H_2SO_4 ; 2) концентрованої H_2SO_4 ? Написати рівняння реакцій.

Дослід 4. Взаємодія кальцію і магнію з водою

Реактиви: кальцій металічний, магній (стружка або порошок), дистильована вода, фенолфталеїн.

Обладнання та посуд: пробірки, пінцет, шпатель, спиртівка, сірники.

У дві пробірки налити по 2 мл води і внести в одну шматочок або порошок магнію, а в другу – кальцію. Що спостерігається? Додати до кожної пробірки по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Пробірку з магнієм нагріти до кипіння. Чи спостерігаються зміни? Чи будуть такі ж зміни в пробірці з кальцієм? Чому?

Дослід 5. Розчинення цинку в кислотах і лугах

В чотири пробірки помістити гранули цинку і додати по 0,5 мл: в першу пробірку розчин H_2SO_4 , в другу – концентровану H_2SO_4 , в третю – розведену HNO_3 , в четверту – 2М розчин $NaOH$. Другу і четверту пробірку злегка нагріти (не до кипіння). Описати спостереження. Чому розведена і концентрована H_2SO_4 по-різному реагують з цинком? Що є окисником в цих реакціях? По запаху і за допомогою червоного лакмусового папірця, змоченого водою, виявити газ, який виділяється в третій пробірці. Назвати утворені солі.

Дослід 6. Добування Алюміній гідроксиду та вивчення його властивостей

Обладнання та реактиви: розчин солі Алюмінію ($AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$), розчин $NaOH$, розчин HCl , пробірки.

До розчину будь-якої солі Алюмінію краплями долити розчин Натрій гідроксиду до появи білого аморфного осаду. Одержаний розчин збовтати, розділити на дві пробірки. В першу пробірку долити до розчинення осаду розчин хлоридної кислоти, в другу – надлишок Натрій гідроксиду. Описати спостереження і скласти рівняння реакцій в молекулярній та йонній формі.

Дослід 7. Добування Карбон(IV) оксиду та дослідження його властивостей

Реактиви: шматочки мармуру, розчин HCl , дистильована вода, магнієва стружка, розчин метилоранжу.

Обладнання та посуд: апарат Кіппа, пробірки, корок з газовідвідною трубкою, дерев'яна скіпка, сірники, щипці.

В лабораторії Карбон(IV) оксид, як правило, добувають дією хлоридної кислоти на мрамур в апараті Кіппа або у пробірці, закритій корком з газовідвідною трубкою.

А) Наповнити стакан CO_2 , опустивши газовідвідну трубку до дна. Внести в стакан запалену дерев'яну скіпку або сірник. Описати спостереження, скласти рівняння реакції добування CO_2 .

Б) Налити в пробірку дистильованої води, додати кілька крапель розчину індикатора метилового оранжевого. Пропустити у воду CO_2 з апарата Кіппа. Пояснити зміну забарвлення індикатора.

В) В скляний циліндр, наповнений CO_2 , внести затиснену в щипцях і палаючу стрічку магнію. Магній продовжує горіти в атмосфері вуглекислого газу. Пояснити чому. Описати спостереження, скласти рівняння реакції.

Дослід 8. Взаємодія карбонатів з кислотами

Реактиви: тверді солі Na_2CO_3 , CaCO_3 , NH_4HCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, BaCO_3 , розчини HCl , H_2SO_4 .

А) В пробірку з кристалами карбонату Натрію прилити невелику кількість розчину хлоридної або сульфатної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Б) Внести в пробірку по 0,5 г твердих солей CaCO_3 , NH_4HCO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, BaCO_3 . Подіяти на них хлоридною кислотою. Що відбувається? Скласти рівняння реакцій. Чи можна ці солі розчинити, подіявши сульфатною кислотою? Підтвердити рівняннями реакцій.

Дослід 9. Добування аміаку і дослідження його властивостей

Реактиви: NH_4Cl (тв.), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (тв.), червоний лакмусовий папірець, універсальний індикатор, розчин фенолфталеїну.

Обладнання та посуд: пробірки, корок з газовідвідною трубкою, кристалізатор з водою, лабораторний штатив, спиртівка, сірники, вата.

Змішати 1 г сухого розтертого хлориду амонію з 2 г гашеного вапна. Цю суміш всипати в пробірку і закрити корком з газовідвідною трубкою. Пробірку закріпити в штативі так, щоб дно її було трохи вище отвору.

Суміш в пробірці слабо підігріти. Аміак зібрати в пробірку, перевернуту догори дном, в яку підведена газовідвідна трубка. Отвір пробірки закрити ватою. Наповнення пробірки перевіряти, підносячи до її отвору вологий червоний лакмусовий папірець, який має посиніти, або універсальний індикатор.

Пробірку з аміаком занурити отвором у кристалізатор з водою, до якої додано 1-2 краплі індикатора фенолфталеїну. Похитуючи пробірку, спостерігати підняття рівня води. Як змінюється забарвлення? Про що це свідчить? Написати рівняння реакції.

Дослід 10. Звуглення органічних речовин сульфатною кислотою

Реактиви: H_2SO_4 (концентрована), цукор, дерев'яна тріска, папір.

Обладнання і посуд: пробірка, хімічний стакан, скляна паличка, шпатель.

А) Змочити скляну паличку концентрованою сульфатною кислотою і написати на папері її формулу. В результаті звуглення папір в місці напису почорніє.

Б) У пробірку з концентрованою H_2SO_4 опустити тріску і спостерігати її почорніння.

В) В хімічний стакан місткістю 30-50 мл насипати 1-2 чайних ложки цукру і змочити його концентрованою H_2SO_4 . Що спостерігається? Як пояснити ці явища?

Дослід 11. Дія розведеної і концентрованої H_2SO_4 на метали

Реактиви: H_2SO_4 розбавлена і концентрована, метали Zn, Fe, Cu.

Обладнання і посуд: пробірки, спиртівка, сірники.

А) В три пробірки покласти невелику кількість Zn, Fe, Cu. Додати до кожної по 3-4 мл розбавленої сульфатної кислоти і простежити, в яких пробірках відбувається реакція.

Написати рівняння реакцій.

Б) Дослід проводити у витяжній шафі. В сухі пробірки покласти по шматочку Zn, Fe, Cu і долити по 1 мл концентрованої H_2SO_4 . Пробірки обережно підігріти. Що відбувається в кожній з них? Написати рівняння реакцій.

Дослід 12. Добування гідроксидів металів родини Феруму

Реактиви: сіль Мора (крист.), 2М розчин NaOH, 2М розчин HCl, 0,25М розчин CoCl_2 або $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, 3%-ий розчин H_2O_2 , 0,25М розчин солі Ніколу.

1) Добування Ферум(II) гідроксиду і дослідження його властивостей

В пробірку помістити 6-8 кристаликів солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ і розчинити в 0,5 мл води (готується розчин перед проведенням досліду, щоб уникнути окиснення Fe^{2+}).

До приготовленого розчину краплями додати 2М розчин NaOH до випадання світло-зеленого осаду. Швидко розділити осад на дві пробірки. В одній осад перемішати скляною паличкою і спостерігати за побурінням. До другої пробірки відразу після розділення додати 2М розчин HCl . Які властивості проявляє одержаний Ферум(II) гідроксид?

Описати спостереження, написати рівняння реакцій:

- а) утворення Ферум(II) гідроксиду;
- б) окиснення добутого гідроксиду киснем повітря;
- в) взаємодії з HCl .

2) Добування Кобальт(II) гідроксиду і його окиснення

В дві пробірки налити по 0,5 мл 0,25М розчину хлориду чи сульфату Кобальту (II) і додати краплями 2М розчин NaOH . Спочатку з'являється синій осад основної солі $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$ або $\text{Co}(\text{OH})\text{NO}_3$, який поступово стає рожевим, що вказує на утворення Кобальт(II) гідроксиду. Осад розділити на дві пробірки, в одній старанно перемішати скляною паличкою, а в другу додати 2-3 краплі розчину Гідроген пероксиду з $\omega\% = 3\%$. В якій з пробірок утвориться Кобальт(III) гідроксид?

Описати спостереження. Написати рівняння реакцій. Порівняти одержані результати з результатами окиснення Ферум(II) гідроксиду. Який з іонів є сильнішим відновником?

3) Добування Нікол(II) гідроксиду і його окиснення

В дві пробірки налити по 0,5 мл 0,25М розчину солі Ніколу. В кожену пробірку краплями додати 2М розчин NaOH . В першій пробірці осад перемішати неодноразово скляною паличкою, в другу додати 2-3 краплі розчину Гідроген пероксиду з $\omega\% = 3\%$. Чи спостерігається зміна кольору

осаду? Чи відбувається окиснення Нікол(II) гідроксиду киснем повітря і пероксидом Гідрогену?

Дати відповіді на питання, скласти рівняння реакцій. Порівняти відновні властивості гідроксидів Феруму(II), Кобальту(II), Ніколу(II).

Контрольні запитання

1. Що називають хімічним елементом?
2. Які відмінності елементів головної і побічної підгруп?
3. Чим відрізняються елементи метали і неметали за будовою атома?
4. Які спільні фізичні і хімічні властивості мають метали?
5. Чи мають спільні властивості неметали?
6. Які хімічні властивості виявляє кисень і озон?
7. Описати властивості лужних і лужно-земельних металів.
8. Галогени, властивості простих речовин та сполук.
9. Які особливості будови атомів і властивостей інертних газів?
10. Які властивості і застосування мають сполуки елементів родини Феруму?

Завдання для самоконтролю

1. Які валентні стани та ступені окиснення може мати елемент «E» у сполуках (див. таблицю). Відповідь мотивуйте відповідними схемами. Наведіть приклади сполук.

2. Які типи зв'язків може утворювати елемент «E» у сполуках з іншими елементами? Наведіть приклади.

3. Як добувають просту речовину, утворену елементом «E»? Запропонуйте максимальну кількість методів.

4. Опишіть фізичні властивості простої речовини, утвореної елементом «E».

5. Охарактеризуйте хімічні властивості простої речовини, утвореної елементом «E» відповідними рівняннями реакцій. Які типи сполук він утворює?

6. Який характер мають оксиди і гідроксиди елемента «Е» та як їх добувають? Відповідь мотивуйте розрахунком їх зв'язків.

7. Навести рівняння ступінчастої дисоціації гідроксидів елемента «Е». Які величини характеризують силу цих гідроксидів?

8. Які типи солей утворює елемент «Е»? Охарактеризуйте розчинність солей у воді.

9. Навести кілька прикладів гідролізу солей елемента «Е».

10. Навести приклади реакцій, де елемент «Е» у простих і складних речовинах проявляє окисно-відновні властивості.

11. Застосування сполук елемента «Е»:

а) простих речовин;

б) складних речовин.

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
«Е»	N	Ga	Li	C	Be	F	B	Sn	Tl	P	Na	Se	Ge	Ca	Sb
№	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
«Е»	As	In	K	Br	Mg	Sr	Al	Si	S	Bi	Cl	Pb	Te	I	Ba

Самостійна робота студентів

(Підготовка до занять)

1. Ідеальні гази. Газові суміші. Склад атмосфери Землі.
2. Ізотопи й ізобари з точки зору протонно-нейтронної теорії.
3. Метод валентних зв'язків і метод молекулярних орбіталей.
4. Поняття про ентропію.
5. Особливості фотохімічних, ланцюгових та гетерогенних реакцій.
6. Роль фотосинтезу в живій природі.
7. Вода як розчинник. Розчинність речовин у воді.
8. Аномальні властивості води.
9. Умови протікання реакцій обміну в розчинах електролітів.
10. Координаційна теорія Вернера.
11. Закономірності стійкості характеристичної ступені окиснення в періодичній системі.
12. Корозія під впливом блукаючих струмів та нерівномірного доступу кисню.
13. Жорсткість води. Її види і способи визначення. Проблема пом'якшення і знесолення води.
14. Скло і його види. Будівельні силікатні матеріали. Силіційорганічні сполуки.
15. Озон. Перспективи озонування питної води.
16. Водень. Екологічно чиста енергетика.
17. Руйнування озонового шару фреонами та іншими речовинами.
18. Проблема хлорування питної води.
19. Гальванічні елементи, їх будова, електрорушійна сила та ємність.
20. Електроліз із розчинними та нерозчинними електродами.

Індивідуальна самостійна робота студентів

Теми рефератів

1. Склад атмосфери Землі. Газові суміші.
2. Значення адсорбції для очистки атмосфери і води.
3. Роль фотосинтезу в живій природі.
4. Поняття про осмос.
5. Метали і сплави.
6. Гальванічні елементи, їх будова, електрорушійна сила і ємність.
7. Сучасні електрохімічні перетворювачі і накопичувачі електричної енергії. Найбільш розповсюджені акумулятори.
8. Забруднення навколишнього природного середовища як фактор посилення корозії.
9. Методи захисту від корозії.
10. Причини руйнування озонового шару, його наслідки для біосфери.
11. Екологічні аспекти викидів Сульфур(IV) оксиду в енергетиці й кольоровій металургії. Кислотні дощі.
12. Проблема забруднення навколишнього природного середовища важкими металами.
13. Застосування бору в атомній енергетиці.
14. Солі Алюмінію в процесах очищення води.
15. Поняття про бетон і його корозію під час експлуатації очисних споруд.
16. Різноманітність і властивості мінеральних добрив.
17. Уран і його сполуки. Радіоактивні матеріали в ядерній енергетиці.
18. Молібден і Вольфрам. Високоміцні матеріали.
19. Платинові метали і їх найбільш важливі сполуки. Галузі застосування.
20. Сполуки Аргентуму, їх властивості і застосування. Основи фотографічних процесів.
21. Добування золота ціанідним способом. Проблема забруднення навколишнього середовища ціанідами.
22. Ртуть і сполуки Меркурію. Галузі їх застосування.

23. Лантаноїди і їх сполуки. Застосування в народному господарстві.
24. Актиноїди і їх сполуки. Застосування в народному господарстві.
25. Причини і види забруднення природних водойм. Методи очистки води.
26. Поняття про твердість води. Способи її усунення.
27. Кругообіг Карбону в природі. Парниковий ефект.
28. Смог – проблема сучасних міст.
- 29 Поняття про електроліз. Добування металів високої чистоти електролітичним методом.
30. Нітрати і нітрити. Їх вплив на живі організми.
31. Екологічно чисті джерела енергії.
32. Оксиди Нітрогену, їх властивості і вплив на довкілля.
33. Галогени і їх сполуки. Застосування цих сполук у народному господарстві.
34. Інертні гази. Поширення, властивості і застосування.
35. Поняття про розчини у природі, медицині, промисловості, побуті.

ДОДАТКИ**ДОДАТОК 1****Густина водних розчинів основ при 18⁰С, г/см³**

%	КОН	NaOH	NH₃	%	КОН	NaOH	NH₃
4	1,033	1,046	0,983	34	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,069	0,973	36	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967	38	1,384	1,416	-
10	1,082	1,115	0,960	40	1,411	1,437	-
12	1,100	1,137	0,958	42	1,437	1,458	-
14	1,118	1,159	0,946	44	1,460	1,478	-
16	1,137	1,181	0,939	46	1,485	1,499	-
18	1,156	1,203	0,932	48	1,511	1,519	-
20	1,176	1,225	0,926	50	1,538	1,540	-
22	1,196	1,247	0,919	52	1,564	1,560	-
24	1,217	1,268	0,913	54	1,590	1,580	-
26	1,240	1,289	0,908	56	1,616	1,601	-
28	1,263	1,310	0,903	58	-	1,622	-
30	1,286	1,332	0,898	60	-	1,643	-
32	1,310	1,352	0,893	-	-	-	-

Густина водних розчинів кислот при 18⁰С, г/см³

%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl
4	1,027	1,020	1,018	52	1,415	1,322	-
6	1,038	1,031	1,028	54	1,435	1,334	-
8	1,052	1,043	1,038	56	1,456	1,345	-
10	1,066	1,054	1,047	58	1,477	1,356	-
12	1,080	1,066	1,057	60	1,498	1,367	-
14	1,095	1,078	1,068	62	1,520	1,377	-
16	1,109	1,090	1,078	64	1,542	1,387	-
18	1,124	1,103	1,088	66	1,565	1,396	-
20	1,139	1,115	1,098	68	1,587	1,405	-
22	1,155	1,128	1,108	70	1,611	1,413	-
24	1,170	1,140	1,119	72	1,634	1,422	-
26	1,176	1,153	1,129	74	1,657	1,430	-
28	1,202	1,167	1,139	76	1,681	1,438	-
30	1,219	1,180	1,149	78	1,704	1,445	-
32	1,235	1,193	1,159	80	1,727	1,452	-
34	1,252	1,207	1,169	82	1,749	1,459	-
36	1,268	1,221	1,179	84	1,769	1,466	-
38	1,286	1,234	1,189	86	1,787	1,372	-
40	1,303	1,246	1,198	88	1,802	1,477	-
42	1,321	1,259	-	90	1,814	1,483	-
44	1,338	1,272	-	92	1,824	1,487	-
46	1,357	1,285	-	94	1,8312	1,491	-
48	1,376	1,298	-	96	1,8355	1,495	-
50	1,395	1,310	-	98	1,8395	1,501	-
-	-	-	-	100	1,8305	1,513	-

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺
ОН ⁻	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ -COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Примітка: P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні); H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Продовження додатку 3

Аніони	Катіони									
	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺
OH ⁻	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J ⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ ⁻ COO ⁻	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом)

Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	H 2,1										C 2,5	N 3,07	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5											Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	G 2,0e	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,6	In 1,6	Sn 1,7	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 2,3	Bi 2,0	Po 2,0	At 2,2
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,4	U 1,4	Np-No 1,4-1,3										

ДОДАТОК 5

ОСНОВНІ СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ ТА ЗВ'ЯЗОК МІЖ НИМИ

Спосіб виразу концентрації		Формула для перерахунку			
Назва та визначення	Позначення та одиниці вимірювання	M	N	T	P
Молярна (молярність) –кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_M,$ $M,$ моль/л	M	$\frac{N \cdot E}{M_p}$	$\frac{T \cdot 1000}{M_p}$	$\frac{P \cdot 10d}{M_p}$
Нормальна (еквівалентна) – визначається числом моль-еквівалентів (грам-еквівалентів) розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_N,$ $n,$ $N,$ г-екв/л	$\frac{M \cdot M_p}{E}$	N	$\frac{T \cdot 1000}{E}$	$\frac{P \cdot 10d}{E}$
Титр – кількість грамів речовини, що містяться в 1 мл розчину	T, г/мл	$\frac{M \cdot M_p}{1000}$	$\frac{N \cdot E}{1000}$	T	$\frac{P \cdot d}{100}$
Процентна – кількість грамів розчиненої речовини в 100 г розчину	P, $\omega,$ % (мас.)	$\frac{M \cdot M_p}{10d}$	$\frac{N \cdot E}{10d}$	$\frac{T \cdot 100}{d}$	P
Моляльна – кількість молів розчиненої речовини в 1000 г розчинника	$C_{\text{мол}},$ m, моль/1000 г	$\frac{M \cdot 1000}{1000d - M \cdot M_p}$	$\frac{N \cdot E \cdot 1000}{(1000d - N \cdot E)M_p}$	$\frac{T \cdot 1000 \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_p)M_p}$	$\frac{P \cdot 10d \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_p)M_p}$

Позначення: E – еквівалент сполуки; M_p – молярна маса; d – густина розчину.

Список рекомендованої літератури

1. Ковальчук І.С., Гончарук С.В., Гирина Н.П. Неорганічна хімія: навчально-методичний посібник. К.: ВСВ «Медицина», 2017. 80 с.
2. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: друге видання доповнене і доопрацьоване. Львів: видавництво Львівської політехніки, 2016. 324 с.
3. Манековська І.Є. Хімія: навч. посібн.. Рівне: НУВГП, 2010. 250 с.
4. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина II (хімія елементів): навч. посібн. Рівне: НУВГП, 2009. 286 с., іл.
5. Басов В. П., Родіонов В.М. Хімія. К.: Каравелла, 2008. 320 с.
6. Боднарюк Ф.М. Неорганічна хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2007. 128 с.
7. Боднарюк Ф.М. Загальна і неорганічна хімія. Частина I (загальнотеоретична): навч. посібн. Рівне: НУВГП, 2006. 241 с.
8. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія: інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2006. 216 с.
9. Яцков М.В., Манековська І.Є., Мисіна О.І. Хімія з основами біохімії (Тематичний розділ "Загальна хімія"): інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Рівне: НУВГП, 2006. 198 с.
10. Кириченко В. І. Загальна хімія: навч. посібн. К.: Вища школа, 2005. 639 с.: іл.
11. Карнаухов О.І. Загальна хімія / О.І Карнаухов, В.А. Копілевич, Д.О. Мельничук, М.С. Слободяник, С.І. Скляр, В.Є. Косматий, К.О. Чеботько. К.: Фенікс, 2005. 839 с.
12. Кириченко В.І. Загальна хімія. К: Вища школа, 2005. 639 с.
13. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум: навч. посібн. Київ: Либідь, 2003. 208 с.
14. Карнаухов О. І. Загальна та біонеорганічна хімія / О.І. Карнаухов , Д.О. Мельничук, К.О. Чеботько, В.А. Копілевич. К. : Фенікс, 2002. 578 с.

Зміст

Вступ	3
Правила роботи і техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії	4
Лабораторна робота. № 1. Визначення молярних мас простих і складних речовин	6
Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук	13
Лабораторна робота № 3. Хімічна кінетика і хімічна рівновага	16
Лабораторна робота. № 4. Способи вираження концентрації розчинів	20
Лабораторна робота .№ 5. Реакції йонного обміну. Гідроліз солей	29
Лабораторна робота № 6. Координаційні сполуки	34
Лабораторна робота № 6. Окисно-відновні реакції	39
Лабораторна робота № 7. Хімія елементів	44
Самостійна робота студентів	57
Індивідуальна самостійна робота студентів. Теми рефератів	58
Додатки	60
Список рекомендованої літератури	66