Східноєвропейський національний університет імені Лесі Українки
Хімічний факультет
Кафедра неорганічної і фізичної хімії

О. М. Строк, І. І. Мазурець

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Частина І

Методичні вказівки до лабораторних занять

Луцьк – 2017

УДК 546(072)
ББК 24.1я73-9
М 54

Рекомендовано до друку науково-методичною радою Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки (протокол № 2 від 18.10.2017 р.)

Рецензенти:

Марушко Л. П., кандидат хімічних наук, доцент кафедри органічної та біоорганічної хімії Східноєвропейського національного університету імені Лесі Українки.

Шемет В. Я., кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства та пластичного формування конструкцій машинобудування Луцького національного технічного університету.

О. М. Строк, І. І. Мазурець

М 54 **Неорганічна хімія**: Методичні вказівки до лабораторних занять для студентів спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 Хімія, освітньої програми «Хімія». Частина І. Видання четверте, перероблене, доповнене. / Укладачі: Оксана Мар'янівна Строк, Ірина Іванівна Мазурець. – Луцьк: П "Зоря–плюс" ВОО ВОІ СОІУ, 2017. – 40 с.

Методичне видання містить тематичний план лабораторного практикуму, перелік питань та задач до кожної теми, детальний опис виконання лабораторного експерименту до кожного заняття, список рекомендованої літератури. Видання четверте, перероблене, доповнене.

Для студентів І курсу спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 Хімія; освітньої програми «Хімія»; викладачів та лаборантів, які проводять лабораторні заняття.

УДК 546(072)
ББК 24.1я73-9
© Строк О. М., Мазурець І. І., 2017

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	4
План проходження лабораторного практикуму	5
Лабораторна робота № 1. Класи неорганічних сполук	6
Лабораторна робота № 2. Визначення еквіваленту металу	9
Лабораторна робота № 3. Визначення молекулярної маси карбон диоксиду	12
Лабораторна робота № 4. Теплові ефекти хімічних реакцій	14
Лабораторна робота № 5. Кінетика хімічних реакцій	18
Лабораторна робота № 6. Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз	21
Лабораторна робота 7. Фізичні властивості розчинів	24
Лабораторна робота № 8. Хімічні властивості розчинів	26
Лабораторна робота № 9. Іонні рівноваги	30
Лабораторна робота № 10. Електродні процеси	33
Лабораторна робота № 11. Окисно-відновні процеси	35
Семінар № 1. Будова атома і Періодичний закон	38
Семінар № 2. Хімічний зв'язок	38
Список рекомендованої літератури	39
Додатки	40
Префікси кратних величин	40
Грецькі назви деяких числівників	40

Пояснювальна записка

Навчальна дисципліна «Неорганічна хімія» читається студентам галузей знань – 10 «Природничі науки» та 01 «Освіта»**,** спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 «Хімія», освітньої програми «Хімія» протягом І–го року навчання в двох семестрах. Згідно з навчальним планом у І–му семестрі на вивчення дисципліни відводиться 118 аудиторних годин – 46 лекційних та 72 лабораторних. Дане методичне видання стосується частини предмету «Неорганічна хімія», а саме загальної хімії.

Щоб оволодіти хімічними знаннями, систематичне вивчення відомих істин хімічної науки повинно поєднуватися із засвоєнням методики хімічного експерименту та навичок самостійного виконання експериментальних хімічних досліджень.

Тому, ***метою*** викладання навчальної дисципліни «Неорганічна хімія є:

1) загально-виховна і розвиваюча функції, що полягають у формуванні наукового світогляду і моральних якостей студента, у розвитку сучасних форм теоретичного мислення, у здатності аналізувати явища;

2) практична функція, що пов'язана із засвоєнням провідних ідей, понять і законів хімії, з формуванням умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів, використання хімічних речовин і матеріалів у сучасній техніці.

При викладанні дисципліни постійно підкреслюється конкретний зв'язок питань, що розглядаються за програмою курсу, з питаннями, які можуть виникнути у практичній діяльності хіміка.

Основними завданнями вивчення дисципліни „Неорганічна хімія" є:

– розвинути у студентів хімічне мислення і діалектичний світогляд;

– домогтись твердого засвоєння основних теорій і законів загальної та неорганічної хімії;

– навчити студентів виявляти закономірності у подібності та відмінностях властивостей простих і складних речовин;

– навчити студентів поводитись і працювати у хімічній лабораторії, засвоїти правила техніки безпеки;

– виробити у студентів навички хімічного експерименту;

– навчити студентів співставляти теоретично набуті знання з експериментально одержаними;

– навчити студентів розв'язувати хімічні задачі з усіх розділів курсу;

– показати взаємозв'язок неорганічної хімії з виробництвом, побутом, живою та неживою природою.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні:

знати:

1. Зміст найважливіших хімічних понять, законів, термінів, визначень, формул, хімічних рівнянь.
2. Основні закономірності перебігу хімічних процесів та керування ними.
3. Властивості розчинів електролітів, неелектролітів.
4. Електрохімічні процеси та окисно-відновні реакції.
5. Будову атомів і атомних ядер.
6. Хімічний зв'язок і будову молекул, будову твердого тіла.

7. Періодичний закон, структуру періодичної системи, періодичність властивостей хімічних елементів та їх сполук.
8. Класифікацію та номенклатуру неорганічних сполук.
9. Властивості елементів періодичної системи по групах, підгрупах та властивості найважливіших сполук цих елементів.
10. Знати форми знаходження хімічних елементів у природі, найважливіші способи добування, застосування, дію на живі системи.
11. Роль і місце неорганічної хімії серед природничих наук, у технологічних процесах, в охороні довкілля.
12. Знати правила поведінки у хімічній лабораторії та правила техніки безпеки при роботі з хімічними реактивами.

Вміти:

1. Давати чіткі формулювання понять, законів, означень.
2. Вміти записувати математичні формули законів, різні типи хімічних формул та рівнянь реакцій, графічні залежності.
3. Розв'язувати хімічні задачі, використовуючи набуті теоретичні знання законів і правил.
4. Робити висновки із виконаних експериментальних досліджень на основі теоретичних знань.
5. Визначати властивості елемента та його сполук за положенням елемента у періодичній системі та електронною формулою.
6. Користуватись хімічним посудом, приладами, речовинами, дотримуючись правил техніки безпеки при виконанні хімічного експерименту.
7. Самостійно робити хімічні розрахунки та виконувати найпростіші неорганічні синтези.

План проходження лабораторного практикуму

№ л.р.	Тема	Год
1	Техніка безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Класи неорганічних сполук	6
2	Визначення еквіваленту металу	6
3	Визначення молекулярної маси карбон диоксиду	6
4	Теплові ефекти хімічних реакцій	6
5	Кінетика хімічних реакцій	6
6	Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз	6
Модульна контрольна робота № 1		
7	Фізичні властивості розчинів	6
8	Хімічні властивості розчинів	6
9	Іонні рівноваги	6
10	Електродні процеси	4
11	Окисно-відновні процеси	4
Модульна контрольна робота № 2		
12	Будова атома і Періодичний закон	4
13	Хімічний зв'язок	4
Модульна контрольна робота № 3		

Лабораторна робота № 1
Класи неорганічних сполук

Питання для підготовки

1. Класифікація неорганічних сполук за різними ознаками. 2. Бінарні сполуки та їх класифікація за функціональними ознаками. 3. Бінарні сполуки Оксигену. 4. Оксиди, їх класифікація та номенклатура. 5. Гідроксиди, їх класифікація та номенклатура. 6. Кислоти, їх класифікація та номенклатура. 7. Ізополікислоти і гетерополікислоти. 8. Тіо–, галогено– і пероксокислоти, їх назви. 9. Хімічна номенклатура, її розвиток. Номенклатура IUPAC. Назви елементів і простих речовин. 10. Назви одноатомних і багатоатомних катіонів. 11. Назви одноатомних і багатоатомних аніонів. 12. Солі, класифікація солей. Номенклатура солей. 13. Комплексні сполуки. Координаційна теорія А. Вернера. 14. Класифікація комплексних сполук за різними ознаками. 15. Номенклатура комплексних сполук.

Задачі для самостійного розв'язування

Складіть рівняння перетворень:

1. $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaClO_3$.
2. $Fe_2O_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow FeS \rightarrow H_2S$.
3. $Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)Cl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca \rightarrow CaH_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3$.
4. $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow BaSO_4$.
5. $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaC_2 \rightarrow Ca(OH)_2$.
6. $Al \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al(OH)SO_4 \rightarrow Al_2O(SO_4)_2 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Ca(AlO_2)_2$
7. $MnO_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow Br_2 \rightarrow HBr \rightarrow AgBr \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Br$.
8. $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow AlCl_3$.
9. $Cr \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow NaCrO_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2(SO4)_3$.
10. $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn$.
11. $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow [CuOH]_2CO_3 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4$.
12. $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg$.
13. $NiCl_2 \rightarrow NiSO_4 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]SO_4 \rightarrow NiS \rightarrow Ni_2O_3 \rightarrow Ni$.
14. Скласти формули комплексних сполук, маючи на увазі, що координаційне число як Хрому, так і Кобальту рівне шести: $Cr(NH_3)_5Cl_3$; $Cr(NH_3)_4(H_2O)Cl_3$; $Co(NH_3)_5(NO_2)_3$; $KCo(NH_3)_2(CN)_4$.
15. Дати назви, визначити заряди комплексів, координаційне число та ступінь окиснення комплексоутворювачів у наступних комплексних сполуках: $K_2[Sn(OH)_4]$, $[Cr(H_2O)_5Cl](NO_3)_2$, $[Co(NH_3)_3F_3]$, $H_3[AuCl_6]$, $Na[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$, $[Pt(NH_3)_2I_2]$, $[Na_2[Sn(OH)_6]$, $[Ru(H_2O)_2(NO_2)_4]$, $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$, $K_6[Cu(P_2O_7)_2]$.

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Встановлення формули кристалогідрату

Попередньо прожарений порцеляновий тигель зважити на терезах з точністю до 0,001 г. Насипати 2–3 г розтертого в порошок кристалогідрату і зважити його. Вирахувати масу взятої солі. Поставити тигель з сіллю на піщану баню і нагрівати при температурі 240–260°С до повного зневоднення.

Спостерігати за зміною забарвлення солі. Коли сіль повністю побіліє, зняти тигель щипцями з піщаної бані, поставити в ексикатор і залишити там на 10 – 20 хв до повного охолодження. Охолоджений тигель вийняти з ексикатора і зважити.

Запис даних досліду і розрахунки

Всі спостереження і розрахунки записати в лабораторний журнал.

Маса тигля g_1, г	Маса тигля з кристалогідратом g_2, г	Маса кристалогідрату $g_3 = g_2 - g_1$, г	Маса тигля з безводною сіллю g_4, г	Маса води, яка випарувалась $g_5 = g_2 - g_4$, г	Маса безводної солі $g_6 = g_4 - g_1$, г

Визначити число моль води, яка припадає на один моль безводного кристалогідрату, і скласти хімічну формулу кристалогідрату.

Дослід № 2. Кислоти

2.1. Добування фосфатної кислоти (*демонстраційний)*

У залізну ложечку покласти невелику кількість червоного фосфору, підпалити і внести в колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрити корком і енергійно струснути. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробувати одержаний розчин універсальним індикаторним папером на реакцію середовища.

Записати спостереження та рівняння реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

2.2. Одержання метасилікатної кислоти

До розчину натрій силікату обережно додати рівний об’єм концентрованої сульфатної кислоти. Спостерігати утворення драглистого осаду метасилікатної кислоти. Написати рівняння реакції і охарактеризувати силу кислоти.

Дослід № 3. Гідроксиди

3.1. Добування натрій гідроксиду *(демонстраційний)*

Кварцову чашку до половини заповнити дистильованою водою. Пінцетом дістати шматочок металічного натрію, який зберігається в банці з гасом, відрізати скальпелем невеликий шматочок, просушити фільтрувальним папером і опустити в чашку з водою. Проходить енергійна взаємодія з виділенням тепла. Після закінчення реакції універсальним індикаторним папером встановити реакцію середовища. Записати спостереження та рівняння реакцій.

3.2. Добування та властивості купрум (II) гідроксиду

Внести в пробірку 2 мл розчину купрум (II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначити колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагріти на полум’ї пальника до зміни забарвлення.

До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Написати рівняння реакцій утворення купрум (II) гідроксиду і його розкладу.

Дослід № 4. Солі

4.1. Одержання та властивості кислих солей

Через прозорий розчин кальцій гідроксиду (вапняна вода) пропускати вуглекислий газ CO_2 до випадання білого осаду. Продовжувати пропускати вуглекислий газ до повного розчинення раніше утвореного осаду. Утворенням яких сполук можна пояснити ці процеси? Записати рівняння реакцій, що відбулися в системі. Навести графічні формули кальцій карбонату та кальцій гідрогенкарбонату.

4.2. Одержання і властивості основних солей

До 1–2 мл солі кобальту додати краплями луг до утворення синього осаду основної солі. Одержаний осад розділити у дві пробірки. В одну додати лугу, а в іншу – кислоти. Описати зміни, які відбуваються в пробірках, записати відповідні рівняння реакцій.

4.3. Подвійні солі

У трьох пробірках приготувати розчин солі Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$, вносячи в кожну з них по декілька мілілітрів води і по одному мікрошпателю солі. В одну пробірку додати розчин натрій сульфіду, в другу – розчин барій хлориду. Чорний осад, який випав, – ферум (II) сульфід. На присутність яких іонів у розчині подвійної солі вказують ці реакції?

У третю пробірку додати декілька крапель 2 н. розчину їдкого натру і нагріти. Піднести до отвору пробірки універсальний лакмусовий папірець, змочений водою. Який газ виділяється з пробірки? На присутність яких іонів у розчині подвійної солі вказує така реакція? Написати рівняння дисоціації солі Мора. Перевірити дію розчину натрію сульфіду на розчин $K_4[Fe(CN)_6]$ (чи фіксується наявність іонів Fe^{2+}). Чому не випадає осад FeS? Чим відрізняється дисоціація подвійної солі від дисоціації солі, яка містить стійкий комплексний іон?

Дослід № 5. Добування і дослідження комплексної сполуки гексааміннікол (II) хлориду

У три пробірки внести по декілька крапель розчину нікол (II) хлориду і додати в одну з них 2 краплі розчину аргентум нітрату. На присутність якого іона вказує осад, який утворився? В другу пробірку додати декілька крапель натрій сульфіту. Що спостерігається?

У третю пробірку краплями додавати 25%–ний розчин амоніаку. Спостерігати розчинення осаду нікол (II) гідроксиду, що утворився спочатку, і зміну забарвлення розчину при утворенні комплексного гексааміннікол (II) хлориду. Отриманий розчин розділити у дві пробірки і провести ті ж два досліди, що були проведені з розчином нікол (II) хлориду.

Написати рівняння всіх проведених реакцій. Чи є різниця у поведінці нікол (II) хлориду і комплексної солі щодо кожного доданого реактиву?

Лабораторна робота № 2
Визначення еквіваленту металу

Питання для підготовки

1. Атомно-молекулярне вчення. Маси атомів та молекул. 2. Фундаментальні закони хімії. 3. Агрегатні стани речовини. 4. Основні класифікаційні поняття: система, фаза, компонент. 5. Моль. Молярна маса. Стала Авогадро. 6. Закони стехіометрії. 7. Закон Пруста та його обмеження. Дальтоніди і бертоліди. 8. Поняття еквівалента. Визначення еквівалентів простих і складних речовин. Закон еквівалентів. 9. Закон кратних відношень. 10. Способи визначення атомних та молекулярних мас. 11. Правило Дюлонга-Пті. Атомна теплоємність. 12. Міжнародна система одиниць. 13. Найпростіші і брутто-формули. 14. Графічні формули молекул. 15. Поняття про структурні формули кристалічних речовин.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Стибій утворює два оксиди з масовими частками 83,5%, та 75,3%. Знайти молярну масу еквіваленту Стибію у цих оксидах та їх формули.
2. Метал масою 2 г сполучається з 17,78 г брому та 3,56 г сірки. Знайти молярні маси еквівалентів металу і Брому, якщо еквівалентна маса Сульфуру становить 16 г/моль.
3. Метал масою 0,150 г витісняє з розчину нікол масою 0,367 г, а з розчину кислоти – водень об'ємом 140 мл (н.у.). Знайти молярну масу еквіваленту Ніколу.
4. При відновленні воднем оксиду металу масою 2,68 г утворилась вода масою 0,648 г. Знайти молярну масу еквіваленту металу.
5. Молярна маса еквіваленту хлору дорівнює 35,5 г/моль, купрум хлориду – 99,0 г/моль. Встановити формулу купрум хлориду.
6. Маса 1 л кисню за певних умов дорівнює 1,4 г. Скільки літрів кисню витратиться при згорянні 21 г магнію, молярна маса еквіваленту якого становить 1 /2 моль?
7. Виразити склад тальку формулою, якщо відомо, що до нього входять Магній, Силіцій, Оксиген і Гідроген, а масові частки Магнію та Силіцію становлять відповідно 19,05% і 29,63%.
8. Співвідношення мас Феруму та Оксигену в деякій бінарній сполуці становить 21:8. Яка формула сполуки?
9. Сполука Нітрогену з Карбоном містить 46,15% (мас.) останнього. Густина пари її за повітрям становить 1,79. Вивести формулу речовини.
10. При спалюванні 4,3 г вуглеводню утворилось 13,2 г карбон диоксиду. Густина пари цієї речовини за воднем дорівнює 43. Вивести молекулярну формулу вуглеводню.
11. Три речовини мають однаковий склад: 85,7% Карбону та 14,3% Гідрогену (за масою). 1 л кожної з цих речовин (н. у.) важить, відповідно, 1,87; 2,50 та 3,75 г. Знайти емпіричну та брутто–формули речовин.

12. 20,06 г металу заміщають 0,1936 г водню. Питома теплоємність металу 0,13 Дж/К·г. Назвати цей метал.
13. Оксид металу містить 68,42% металу. Питома теплоємність останнього 0,51 Дж/К·г. Який це метал?
14. Розчиненням 1,18 г металу у сульфатній кислоті добуто 3,1 г сульфату. Питома теплоємність металу дорівнює 0,421 Дж/г·К. Обчисліть точне значення відносної атомної маси металу.
15. Із 4,88 г безводного магній сульфату отримали 10 г кристалогідрату. Скільки моль кристалізаційної води припадає на 1 моль безводної солі?

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Визначення еквіваленту металу ваговим методом

Дослід проводити у витяжній шафі! Зважити на терезах з точністю до 0,001 г фарфорову чашку і помістити в неї отриманий у лаборанта шматок металу (масою 0,2 - 0,3 г). Налити в чашку 1-2 мл дистильованої води, а потім долити краплинами з піпетки концентровану нітратну кислоту. Реакція має відбуватися не дуже енергійно. Кислоту додають до повного розчинення металу.

Розчин нітрату металу випарити досуха на фарфоровому трикутнику. Для запобігання розбризкування розчину при випарюванні чашку потрібно накрити лійкою. Після випарювання розчину продовжити прожарювання до припинення виділення бурого газу.

Охолодити чашку з оксидом металу і зважити. Знаючи масу порожньої чашки, масу чашки з металом і оксидом, обчислити еквівалент металу.

Дослід № 2. Визначення еквіваленту металу об'ємним методом

Дослід виконується з допомогою приладу, який наведено на мал. 1.

Отримати у лаборанта зважений на аналітичних терезах шматочок металу (масою 0,025 - 0,035 г). У колбу *1* налити 10-12 мл 4 н розчину хлоридної кислоти і обтерти внутрішню поверхню горла колби фільтрувальним папером. Колбу закріпити горизонтально в штативі. Зважений метал помістити в горло колби і обережно, щоб метал не впав у кислоту, закрити колбу корком. При відкритому затискачі *2* довести з допомогою зрівноважувальної склянки *4*, піднімаючи і опускаючи її, рівень води в бюретці *3* точно до мітки «0» (мал. 2) (нижній рівень меніска води і нульова поділки мають співпасти і бути на рівні очей). Закрити затискач *2* і перевірити прилад на герметичність, для чого опустити зрівноважувальну склянку так, щоб рівень води в ній був нижчий за рівень води в бюретці, і в такому положенні закріпити її. При опусканні зрівноважувальної склянки рівень води в бюретці дещо понизиться. Якщо через 1-2 хв подальшого зниження не буде, прилад можна вважати герметичним.

Після перевірки приладу на герметичність без підняття зрівноважувальної склянки нахилити штатив так, щоб метал упав у кислоту. Відразу починається виділення водню і витіснення води з бюретки у

зрівноважувальну склянку. Після закінчення реакції визначити об'єм водню, який виділився, від нуля до даного рівня в бюретці.

Запис даних досліду і розрахунки

Усі спостереження записати у журнал, результати вимірювань записати у таблицю:

Маса металу g_1, г	Об'єм водню, який виділився, V, мл	Температура t,°C	Абсолютна температура T, K	Атмосферний тиск P, мм. рт. ст.	Атмосферний тиск P, Па	Тиск насиченої водяної пари при певній температурі $P(H_2O)$	Парціальний тиск водню $P(H_2) = P - P(H_2O)$.

Обчислити еквівалент металу двома способами:

1. Розрахувати масу витісненого водню за рівнянням Менделєєва – Клапейрона:

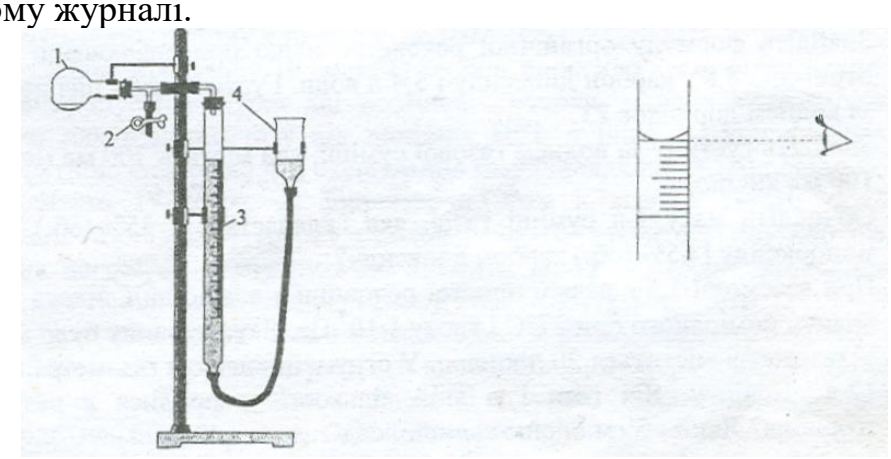
$$P(H_2)\cdot V = \frac{m}{M}\cdot RT$$

На основі закону еквівалентів визначити еквівалент даного металу.

2. Привести об'єм водню, який виділився, до нормальних умов за рівнянням стану газу:

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{VP}{T}$$

Знаючи молярний об'єм еквівалента водню (11,2 л/моль), обчислити молярну масу еквіваленту металу. Зробити схематичний рисунок приладу в лабораторному журналі.



Мал. 1. Прилад для визначення еквіваленту металу:
1 – плоскодонна колба;
2 – затискач;
3 – мірна бюретка;
4 – зрівноважувальна склянка.

Мал. 2. Положення меніска поверхні рідини, яке відповідає нульовій поділці.

Лабораторна робота № 3
Визначення молекулярної маси карбон диоксиду

Питання для підготовки

1. Стан ідеального газу. 2. Закон об’ємних відношень Гей–Люссака. 3. Закон Авогадро і висновки з нього. 4. Середня молекулярна маса газової суміші. 5. Відносні густини газів. 6. Кінетична теорія газів. 7. Розподіл молекул газу за швидкостями. 8. Основне рівняння кінетичної теорії газів. 9. Енергія частинок газу, стала Больцмана. 10. Обчислення швидкості та кінетичної енергії частинок газу. 11. Виведення законів Бойля – Маріотта, Гей–Люссака, Шарля. 12. Рівняння Клапейрона – Менделєєва, універсальна газова стала. 13. Рівняння стану газу. 14. Тиск газової суміші. Парціальні тиски. Закон парціальних тисків. 15. Реальні гази, рівняння Ван дер Ваальса.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Для встановлення формули газоподібного вуглеводню 5 мл проби було спалено з 25 мл кисню. Утворилось 15 мл карбон диоксиду та 20 мл водяної пари. Яка формула вуглеводню?
2. Змішали 3 л CO_2 з 4 л O_2 і 6 л N_2. До змішування тиски CO_2, O_2 і N_2 становили відповідно 96, 108 і 90,6 кПа. Загальний об’єм суміші становить 10 л. Визначити парціальні тиски газів та загальний тиск суміші після змішування.
3. Знайти густину за воднем газуватої речовини, 1 г якої при 27°С і тиску 770 мм Hg займає об'єм 760 мл.
4. Знайти формулу органічної речовини, якщо при спалюванні 4,6 г її отримано 8,8 г карбон диоксиду і 5,4 г води. Густина пари цієї речовини за воднем дорівнює 23.
5. Вивести молекулярну формулу речовини, яка складається з 84,2 % Сульфуру і 15,2 % Карбону. Густина парів цієї речовини за повітрям становить 2,62. Скільки атомів у молекулі цієї речовини?
6. Знайти густину за воднем газової суміші, яка містить 300 мл метану та 100 мл кисню.
7. Обчислити масу 1 л суміші газів, яка складається з 35% (об.) карбон монооксиду і 65% (об.) карбон диоксиду?
8. При взаємодії 1,5 г деякої простої речовини з водою виділилось 0,923 л водню, виміряного при 27°С і тиску $1 \cdot 10^5$ Па. Яку речовину було взято?
9. У газометрі міститься 20 л кисню. У струмені кисню з газометра згоріло 12л амоніаку. Які гази і в якій кількості утворилися в результаті згоряння? Який об'єм кисню залишився у газометрі?
10. 5,6 л пропану (н.у.) спалили в 11,2 л кисню (н.у.) в закритому реакторі. Знайти склад (у літрах) отриманої суміші (н.у.). Як зміниться тиск у реакторі після охолодження до початкової температури?
11. При спалюванні деякої маси речовини, до складу якої входять Карбон, Гідроген і Хлор, отримано 0,44 г карбон диоксиду і 0,18 г води. Із хлору, який міститься у пробі тієї ж маси, шляхом певних перетворень отримано 2,76 г аргентум хлориду. Знайти формулу речовини.

12. Проба газу містить озон. Після розкладу озону об'єм газу збільшився на 4%. Який вміст озону (об. %) у вихідній суміші?
13. Визначити середню квадратичну швидкість молекул газу, густина якого при тиску p = 50кПа становить $4{,}1 \cdot 10^{-2}$ кг/м^3.
14. Газоподібна сполука Фосфору та Гідрогену масою 28,28 г займає об'єм 20 л за температури 25°С та тиску 103 кПа. Визначити молекулярну формулу речовини та вказати її назву.
15. Маса 1 л суміші водню, метану і чадного газу при 17°С та 98,6 кПа складає 0,8 г. Для повного згорання одного об'єму такої суміші треба 1,4 об'ємів кисню. Знайти склад суміші (об.%).

Порядок виконання роботи

Суху колбу щільно закрити корком і відзначити олівцем рівень, до якого корок увійшов у горло колби. Зважити колбу з корком на терезах з точністю до 0,001 г (g_1).

Заповнити колбу 10 (мал. 3) карбон диоксидом з апарату Кіппа. Газ треба пропустити через дві промивні склянки, одна з яких заповнена водою для очистки газу від домішок HCl, а інша – концентрованою сульфатною кислотою для осушування газу (склянки *8* і *9,* відповідно).

Через 5 хв, не закриваючи кран в апараті Кіппа, повільно вийняти газовідвідну трубку з колби і відразу закрити колбу корком. Не можна нагрівати колбу руками. Зважити колбу з карбон диоксидом на терезах з тією ж точністю, що і колбу з повітрям (g_2).

Провести контрольний дослід: в цю ж колбу додатково пропускати газ протягом 2 хв і знову зважити колбу. Якщо повітря з колби повністю витіснене, то результати першого і другого зважувань не повинні відрізнятись більше, ніж на 0,002 г. Виміряти робочий об'єм колби (V_1). Для цього наповнити її водою до позначки на шийці колби і виміряти об'єм води, переливши її в мірний циліндр.

Записати атмосферний тиск і температуру, при яких проводився дослід.

Запис даних досліду і розрахунки

Результати вимірювань записати у таблицю:

Маса колби з корком і повітрям g_1, г	Маса колби з корком і CO_2 g_2, г	Об'єм газу в колбі V_1, мл	Температура t, °С	Абсолютна температура Т, К	Атмосферний тиск Р, мм. рт. ст. (Па)

Визначити об'єм газу в колбі V_0 при нормальних умовах за рівнянням Клапейрона:

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{VP}{T}.$$

Вирахувати масу повітря g_3 і масу водню g_4 в об'ємі колби, враховуючи, що при 0°С і $1{,}013 \cdot 10^5$ Па (760 мм. рт. ст.) маса 1 л повітря дорівнює 1,293 г, а 1 л водню - 0,089 г.

Знайти масу порожньої (без повітря) колби з корком: $g_5 = g_1 - g_3$, г.

Знайти масу CO_2 в об'ємі колби: $g_6 = g_2 - g_5$, г.

Визначити відносну густину CO_2 за повітрям $D_{пов}$ і за воднем D_{H2}.

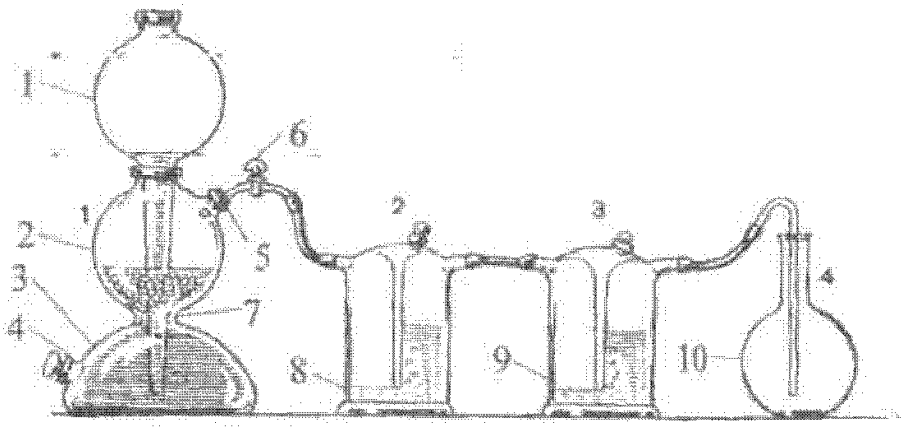
Визначити молекулярну масу CO_2 за рівняннями:

$$M = 29 \cdot D_{пов} \qquad 3.1$$

$$M = 2 \cdot D_{H_2} \qquad 3.2$$

$$M = \frac{g_6}{V_0} \cdot 22{,}4 \qquad 3.3$$

$$M = \frac{g_6 RT}{PV} \qquad 3.4$$



Мал. 3. Прилад для добування карбон диоксиду: 1 – кулеподібна лійка; 2, 3 – з'єднані між собою резервуари; 4, 5 – тубуси; 6 – кран; 7 – перетяжка; 8, 9 – промивні склянки; 10 – приймач CO_2.

Порахувати абсолютну та відносну похибки експерименту:

$$\Delta = |M_{теор} - M_{експ}|$$

$$\delta = \frac{\Delta}{M_{теор}} \cdot 100\%$$

Лабораторна робота № 4
Теплові ефекти хімічних реакцій

Питання для підготовки

1. Класифікація хімічних реакцій за різними ознаками. 2. Типи термодинамічних систем. 3. Функції стану системи. 4. Перший закон термодинаміки. Ентальпія. 5. Стандартні ентальпії утворення та згоряння речовин. 6. Термохімія. Закони термохімії. 7. Термохімічні рівняння реакцій. Екзо– та ендотермічні реакції. 8. Напрямленість перебігу хімічних реакцій.

Принцип максимальної роботи. 9. Параметри інтенсивності та екстенсивності процесу. 10. Ентропія системи як кількісна міра її невпорядкованості. Статистичне та енергетичне трактування ентропії. Другий закон термодинаміки. 11. Зміни ентропії при різних процесах. Третій закон термодинаміки. 12. Стандартні ентропії утворення речовин. 13. Вільна енергія Гіббса та її зміна. Ізохорно-ізобарний потенціал. 14. Визначення характеру і напряму процесу. 15. Співвідношення ентальпійного та ентропійного факторів при визначенні напряму процесу.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Обчислити температуру, вище якої починається розклад кальцій карбонату, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.
2. Знайти стандартну зміну ентальпії реакції горіння метану, знаючи, що ентальпії утворення карбон диоксиду, водяної пари та метану відповідно становлять –393,5; –241,8; –74,9 кДж/моль.
3. Користуючись табличними даними, визначити зміну ентальпії реакції взаємодії магнію з карбон диоксидом, якщо Карбон відновлюється до графіту.
4. Не проводячи розрахунків, знайти знак зміни ентропії в реакціях: а) $NH_4NO_3(к) = N_2O(г) + 2H_2O(г)$; б) $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(г)$; в) $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(р)$.
5. Визначити знаки ΔH, ΔS, ΔG для реакції $AB(к) + B_2(г) = AB_3(к)$, яка при 298 К протікає у напрямку утворення продукту AB_3. Як буде змінюватися значення ΔG зі збільшенням температури?
6. Чи можуть реакції $Cl_2(г) + 2HI(г) = I_2(к) + 2HCl\ (г)$, $I_2(к) + H_2S(г) = 2HI(г) + S(к)$ самовільно протікати у бік утворення продуктів при стандартних умовах? Як вплине підвищення температури на напрям перебігу цих процесів?
7. Вирахувати зміну ентальпії при 298 К у реакції $2H_2S(г) + SO_2(г) \rightarrow 3S(кр) + 2H_2O(г)$, якщо тепловий ефект реакції $H_2S(г) + 3/2O_2(г) \rightarrow H_2O(г) + SO_2(г)$ становить -561,1 кДж ($\Delta H_{утв}\ (SO_2(г)) = –296,2$ кДж/моль).
8. Спалили 241,4 г суміші метанолу з етанолом. Кількості речовин компонентів суміші відносилися як 3:1. Теплоти утворення метанолу, етанолу, карбон диоксиду та води становлять відповідно –293,3; –277; –393,3 та –286,2 кДж/моль. Яка кількість теплоти при цьому виділилася?
9. При відновленні 12,7 г купрум (II) оксиду вугіллям (з утворенням CO) поглинається 8,24 кДж теплоти. Знайти стандартну ентальпію утворення CuO.
10. Рівні об'єми водню та ацетилену, взяті за однакових умов, спалено з утворенням водяної пари. В якому випадку виділиться більше тепла? У скільки разів?
11. Стандартна ентальпія утворення CO(г) становить –110,5 кДж/моль. При згорянні 1 моль CO виділяється 283 кДж тепла. Визначити стандартну ентальпію утворення карбон диоксиду.
12. Скільки грамів вуглецю треба спалити, щоб нагріти 1 л води від 20 до 100°C, якщо ентальпія утворення карбон диоксиду -393,7 кДж/моль?

13. При нагріванні 8,4 г магній карбонату було поглинуто 8 кДж теплоти. Визначити ступінь розкладання сполуки.
14. Знайти стандартну ентальпію згоряння етану в озоні: C_2H_6(г) + 7/3O_3(г)= 2CO_2(г) + 3H_2O(р), якщо ентальпія згоряння етану в кисні становить –1561 кДж/моль, а ентальпія утворення озону 142,3 кДж/моль.
15. Обчислити стандартну ентальпію утворення Fe_2O_3, якщо відома зміна ентальпії реакції Fe_2O_3(к) + 3CO(г) = 2Fe(к) + 3CO_2(г) ΔH = –28,4 кДж, використовуючи табличні дані.

Порядок виконання роботи

Усі досліди з визначення ентальпії хімічних реакцій проводяться в калориметрах різноманітних конструкцій, які являють собою по можливості краще ізольовану від теплообміну із зовнішнім середовищем посудину з мішалкою і термометром.

Кількість тепла, яка виділяється або поглинається в калориметрі, визначається за формулою:

$$Q = (t_к - t_п) \cdot \Sigma c \qquad 4.1.$$

де $t_к$ – кінцева температура; $t_п$ – початкова температура; Σc – теплоємність системи, яка складається із теплоємностей калориметричної ємкості, калориметричної рідини і речовини.

Теплоємкість системи дорівнює $c_1m_1 + c_2m_2$, де c_1 і m_1 – питома теплоємність і маса реакційної ємкості; c_2 і m_2 – ті ж величини для рідини, яка міститься в калориметрі (сума мас води і розчиненої речовини). При використанні скляної реакційної ємкості теплоємністю калориметричної ємкості можна знехтувати через її малу теплопровідність. Питому теплоємність розчинів і їх густину можна вважати рівними цим величинам для води, тобто 4,2 кДж/(кг·К) або 1 ккал/(кг·°С).

Тоді рівняння для скляної ємкості набуде вигляду:

$$Q = (t_к - t_п) \cdot c_2 m_2 \qquad 4.2.$$

Перерахунок теплового ефекту на 1 моль речовини (ΔH) здійснюється за формулою:

$$\Delta H = -Q \cdot \frac{M}{m} \qquad 4.3.$$

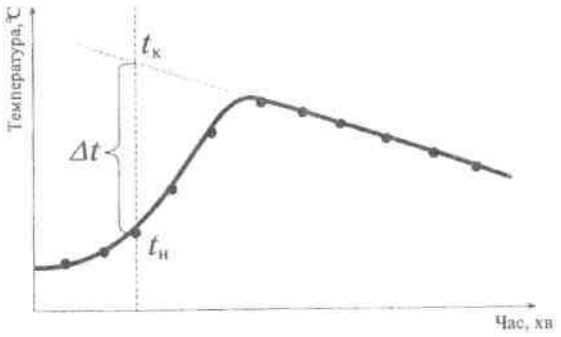
де M – молярна маса розчиненої речовини; m - наважка речовини, г.

Усі роботи щодо визначення ентальпії хімічних процесів слід проводити в однаковій послідовності.

Помістити в реакційну ємкість виміряний мірним циліндром об’єм води або розчину і дочекатися вирівнювання температури калориметра й оточуючого середовища, для чого записувати покази термометра протягом 3 хв з інтервалом в 1 хв. Якщо температура практично не змінюється, прийняти її за величину $t_п$. Далі внести зважену на технохімічних терезах речовину і, безперервно помішуючи розчин мішалкою, проводити вимірювання температури з інтервалом 10 с до плавної зміни температури або до її постійного значення (8–10 показів). Після цього продовжувати вимірювання через 30 с протягом 3 хв.

Побудувати графік залежності температури від часу (на міліметровому папері), відклавши на осі ординат температуру, а на осі абсцис – час у хвилинах. Провести екстраполяцію плавного лінійного ходу температури кінцевого періоду до моменту початку реакції (мал. 4). Величина $t_к$ – кінцева температура процесу з урахуванням теплообміну калориметра з оточуючим середовищем. Таким чином визначається необхідна для всіх розрахунків величина.

$$\Delta t = t_к - t_п \qquad 4.4.$$



Мал. 4. Графік зміни температури з часом.

Дослід № 1. Визначення ентальпії реакції приєднання кристалізаційної води до безводної солі

Отримати у лаборанта безводну сіль і її кристалогідрат. Налити в калориметр 30 мл дистильованої води. Зважити на папері на терезах 3 г безводної солі і швидко висипати її у калориметричну склянку. Провести дослід, як вказано вище. Такий самий дослід виконати з кристалогідратом цієї солі.

Запис даних досліду і розрахунки

Вихідні дані занести у таблицю (аналогічну таблицю заповнити і для кристалогідрату):

Наважка безводної солі, $m_{солі}$	Маса води, $m_{води}$	Початкова температура, $t_п$	Кінцева температура, $t_к$	Різниця температур Δt, (формула 4.4.)	Ентальпія, *ΔH_1, кДж/моль* (ккал/моль)

Визначити ентальпію розчинення 1 моль безводної солі ΔH_1 за формулою 4.3, приймаючи c_1=c_2=1. Аналогічно зробити запис і розрахунок ентальпії розчинення 1 моль кристалогідрату, ΔH_2.

Обчислити ентальпію гідратації безводної солі, виходячи з таких міркувань: ентальпія розчинення безводної солі ΔH_1 є сумарною ентальпією гідратації безводної солі $\Delta H_{гідр}$ і розчинення одержаного кристалогідрату ΔH_2.

За законом Гесса: $\Delta H_1 = \Delta H_{гідр} + \Delta H_2$. Отже, $\Delta H_{гідр} = \Delta H_1 - \Delta H_2$

Знайти абсолютну та відносну похибки одержаної величини (за формулами, наведеними в лабораторній роботі № 3).

Дослід № 2. Визначення теплоти розчинення амоній нітрату

У калориметр налити 30 мл дистильованої води і виміряти її температуру. Зважити на терезах 5 г амоній нітрату. Швидко висипати наважку солі у воду, помішуючи її, і зафіксувати найнижчу температуру розчину.

Знаючи різницю температур і масу розчину, обчислити кількість теплоти, поглинутої розчином, вважаючи, що питома теплоємність розчину дорівнює одиниці.

Обчислити абсолютну і відносну похибки досліду, знаючи, що теплота розчинення амоній нітрату становить 6,32 ккал/моль.

Дослід № 3. Визначення ентальпії нейтралізації

Визначення ентальпії нейтралізації провести для хлоридної (нітратної) кислоти розчином натрій гідроксиду.

У внутрішню склянку калориметра налити відміряні мірним циліндром 15 мл 1 н. розчину кислоти. Відміряти мірним циліндром 15 мл 1 н розчину лугу і поставити на 3-4 хв. для вирівнювання температур поруч з калориметром. Визначити початкову температуру калориметра, вилити через лійку луг в кислоту і перемішуючи проводити дослід, як вказано у попередніх дослідах. Визначити ентальпію нейтралізації в кДж/моль. Порівняти її з табличними значеннями ентальпії нейтралізації (57,22 кДж; 13,67 ккал при утворенні 1 моль H_2O). Обчислити відносну похибку досліду.

Таблиця 1

Значення ентальпій гідратації деяких солей

Формула кристалогідрату	$\Delta H_{гідр}$, кДж/моль (ккал/моль)
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	-91,2 (-21,8)
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$	-95,0 (-22,7)
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	-80,5 (-19,3)
$Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$	-119,3 (-28,5)
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	-78,67 (-18,7)
$Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$	-58,16 (-13,8)

Лабораторна робота № 5
Кінетика хімічних реакцій

Питання для підготовки

1. Поняття швидкості хімічної реакції. Середня та істинна швидкість. 2. Закон діючих мас. 3. Константа швидкості та її зміст. 4. Молекулярність реакції. Порядок реакції. 5. Розмірність константи швидкості хімічної реакції різного порядку. 6. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Емпіричне правило Вант–Гоффа. 7. Поняття активних частинок. Енергія активації. Енергетичний бар'єр. 8. Рівняння Ареніуса. Стеричний фактор. 9. Ентропія активації. 10. Зв'язок енергії активації зі зміною ентальпії. 11. Механізми хімічних реакцій. 12. Поняття каталізатора і каталізу. Гомогенний та гетерогенний каталіз. 13. Вплив каталізатора на швидкість

реакції. 14. Специфічність каталітичних реакцій. Активність каталізатора. 15. Каталітичні отрути й активатори. Автокаталіз.

Задачі для самостійного розв'язування

1. У процесі реакції, яка відбувається за рівнянням 2A + 3B = C за певний період часу концентрація речовини A зменшилась на 0,3 моль/л. Як змінилась при цьому концентрація речовини B?
2. Якою буде середня швидкість хімічної реакції, якщо концентрація однієї з реагуючих речовин у початковий момент часу становила 1,2 моль/л, а через 50 хв – 0,3 моль/л?
3. При взаємодії сульфур диоксиду і кисню концентрація останнього зменшилась за 1 год на 0,25 моль/л. Як змінилась при цьому концентрація сульфур диоксиду і чому дорівнює середня швидкість реакції за киснем?
4. Початкові концентрації CO і Cl_2 при синтезі фосгену ($COCl_2$) становили відповідно 0,3 моль/л і 0,2 моль/л. У скільки разів зросте швидкість реакції, якщо концентрацію CO збільшити до 0,6 моль/л, а концентрацію Cl_2 – до 1,2 моль/л?
5. Знайти константу швидкості реакції 2A + B = C, знаючи, що при концентраціях речовин A і B, які дорівнюють відповідно 0,5 і 0,6 моль/л, її швидкість становить 0,018 моль/л·хв.
6. При підвищенні температури на 20° швидкість реакції зросла в 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції і у скільки разів збільшиться її швидкість при підвищенні температури на 30^o та на 100^o?
7. Як зміниться швидкість реакції окиснення карбон монооксиду у карбон диоксид, якщо загальний тиск у системі збільшити у 4 рази?
8. Через деякий час після початку реакції $4HCl + O_2 = 2H_2O + 2Cl_2$ концентрації реагуючих речовин стали (моль/л): [HCl] = 0,85; $[O_2]$ = 0,44; $[Cl_2]$ = 0,30. Якими були початкові концентрації хлороводню і кисню?
9. За температури 100°C швидкість однієї реакції удвічі більша від швидкості другої. Температурний коефіцієнт першої становить 2, а другої – 4. За якої температури швидкості обох реакцій вирівняються?
10. У скільки разів слід збільшити концентрацію кисню, щоб при зменшенні концентрації сульфур диоксиду втричі швидкість реакції утворення сульфур (VI) оксиду залишилася незмінною?
11. При 508°C константа швидкості реакції взаємодії водню з парами іоду дорівнює 0,16. Вихідні концентрації водню та іоду відповідно становили 0,05 та 0,06 моль/л. Чому дорівнювала швидкість реакції на її початку, а також тоді, коли концентрація іоду зменшилася вдвічі?
12. При 353 К реакція закінчується за 20 с. Скільки часу триватиме вона при 293 К, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2,5?
13. Визначити енергію активації реакції розкладу нітроген диоксиду на нітроген монооксид і кисень, якщо константи швидкості цієї реакції при 600 К і 640 К дорівнюють 83,9 та 407,0 л/моль·с.
14. Енергія активації реакції розкладу гідроген іодиду дорівнює 186,4 кДж/моль. Розрахувати константу швидкості цієї реакції при 700 К, якщо при 456 К вона дорівнює $0{,}942 \cdot 10^{-6}$ л/моль· с.

15. Два реагенти змішали у стехіометричному співвідношенні. Через 10 хв після початку реакції, що відбувається при 120°С, кожна з речовин прореагувала наполовину. Скільки потрібно часу, щоб досягти такого ж самого ступеня перетворення при 80 та 170°С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,5?

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції у гомогенній системі

Перед виконанням роботи необхідно провести контрольний дослід, для чого внести у пробірку 1 мл розчину натрій тіосульфату та 1 мл розчину сульфатної кислоти. Спостерігати появу слабкої опалесценції і поступове помутніння розчину, пов'язане з утворенням осаду сірки.

Приготувати три розчини $Na_2S_2O_3$ різної концентрації. Для цього в сухі пробірки внести: в першу – 1 мл розчину $Na_2S_2O_3$ і 2 мл води, в другу – 2 мл розчину $Na_2S_2O_3$ і 1 мл води, в третю – 3 мл розчину $Na_2S_2O_3$. У кожній пробірці сумарний об'єм розчину становить 3 мл. Першу і другу пробірки обережно струснути. Розрахувати відносні концентрації розчинів $Na_2S_2O_3$. Дані занести у таблицю.

Приготувати ще три пробірки, у кожну з яких налити по 1 мл сульфатної кислоти. У пробірку № 1 додати 1 мл сульфатної кислоти. Увімкнути секундомір. Виміряти час від моменту додавання кислоти до моменту появи помітної опалесценції. Теж саме проробити в пробірках № 2 і № 3.

№ пробірки	V р–ну $Na_2S_2O_3$, мл	V H_2O, мл	Сумарний V р–ну, мл	Концентрація р–ну $Na_2S_2O_3$, мл	Час появи опалесценції, с	Швидкість реакції, (1/t, $с^{-1}$)
1	1	2	3			
2	2	1	3			
3	3	0	3			

Накреслити графік залежності швидкості реакції від концентрації. На осі абсцис відкласти в певному масштабі величину відносних концентрацій $Na_2S_2O_3$, на осі ординат – відповідні їм величини швидкості ($v \sim 1/t$ і вимірюється в умовних одиницях).

На підставі результатів досліду зробити висновок про вплив концентрації реагуючої речовини на швидкість хімічної реакції.

Дослід № 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі

Налити у три пробірки розведеного розчину $Na_2S_2O_3$. У інші три пробірки налити по 1 мл сульфатної кислоти. Як і в попередньому досліді, вилити розчин кислоти у пробірку з розчином солі. За показом секундоміру відмітити час від моменту додавання кислоти до моменту появи помітної опалесценції при кімнатній температурі.

Проробити те саме при температурах, вище кімнатної на 20°С і на 40°С. Для цього пробірки з підготовленими розчинами обох речовин попередньо

нагрійте до відповідної температури в стакані з нагрітою водою, а потім злийте їх.

Результати досліду занести у таблицю.

№ спроби	Температура, °С	Час появи опалесценції, с	Швидкість реакції, (1/t, $с^{-1}$)
1			
2			
3			

Накреслити графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкласти в певному масштабі температури досліду, на осі ординат – відповідні їм величини швидкості (v ~ 1/t і вимірюється в умовних одиницях).

Порівняти час появи опалесценції в кожній спробі і зробити висновок про вплив температури на швидкість реакції.

Дослід № 3. Вплив подрібненості фаз на швидкість реакції в гетерогенній системі

Взяти два невеликих, по можливості однакових шматочки крейди. Один з них подрібнити в порошок. Одержаний порошок помістити у пробірку. Другий шматочок крейди помістити у пробірку цілим. В обидві пробірки одночасно додати однакову кількість хлоридної кислоти. Відмітити час повного розчинення крейди в кожному випадку. Написати рівняння реакції. Який можна зробити висновок про вплив величини поверхні поділу фаз на швидкість реакції?

Лабораторна робота № 6
Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз

Питання для підготовки

1. Оборотні та необоротні процеси. 2. Стан хімічної рівноваги. 3. Загальмована рівновага. 4. Зв'язок константи рівноваги з константами швидкості. 5. Вплив агрегатного стану реагентів на стан рівноваги. 6. Зв'язок константи рівноваги зі зміною ентальпії – аналог рівняння Арреніуса. 7. Графічний зв'язок зміни ентальпії з енергіями активації. 8. Зв'язок $К_С$ із $К_Р$. 9. Зв'язок $К_Р$ і $К_Х$. 10. Залежність константи рівноваги від температури. 11. Зв'язок потенціалу Гіббса з константою рівноваги. 12. Принцип Ле Шательє. 13. Приклади впливу температури і тиску на стан рівноваги. 14. Вплив каталізатора на хімічну рівновагу. 15. Умови необоротності процесу.

Задачі для самостійного розв'язування

1. При синтезі амоніаку рівновага встановилась за таких концентрацій реагуючих речовин (моль/л): $[N_2]=2,5$; $[H_2]=1,8$; $[NH_3]=3,6$. Розрахувати константу рівноваги та початкові концентрації азоту і водню.
2. Об'ємний склад реакційної суміші в момент рівноваги для реакції $2CO_2 = 2CO + O_2$ такий: 88,72% CO_2, 7,52% CO, 3,76% O_2. Знайти $К_Р$ і $К_С$ для цієї реакції, якщо загальний тиск у системі при 273 К становив 1 атм.

3. Реакція відбувається за рівнянням A + B = 2C. Знайти рівноважні концентрації реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації речовин A і B дорівнюють 0,5 і 0,7 моль/л відповідно, а константа рівноваги $K_C = 50$.

4. Початкові концентрації карбон монооксиду і водяної пари у системі $CO + H_2O = CO_2 + H_2$ дорівнюють, відповідно, 0,8 і 0,6 моль/л. Рівноважна концентрація карбон диоксиду становить 0,05 моль/л. Знайти рівноважні концентрації решти речовин та константу рівноваги.

5. При деякій температурі константа рівноваги термічної дисоціації $N_2O_4 = 2NO_2$ становить $K_C = 0,26$. Рівноважна концентрація NO_2 дорівнює 0,28 моль/л. Знайти рівноважну і початкову концентрації N_2O_4. Яка масова частка (%) цієї речовини продисоціювала до моменту настання рівноваги?

6. Знайти початкові концентрації хлору та карбон монооксиду при синтезі фосгену, якщо рівноважні концентрації дорівнюють (моль/л): $[Cl_2] = 2,5$; $[CO] = 1,8$; $[COCl_2] = 3,2$.

7. При 713 К константа рівноваги K_C процесу дисоціації гідроген іодиду дорівнює 1/64. Об'єм реакційного посуду становить 5 л. Знайти кількості всіх речовин у момент рівноваги, якщо на початку реакції було 2 моль гідроген іодиду.

8. У стані рівноваги системи $CO_2 + H_2 = CO + H_2O$ реакційна суміш мала такий об'ємний склад: 22% CO_2; 41% H_2; 17% CO; 20% H_2O. Обчислити K_P і K_C для цієї реакції при 1900 К і тиску 98501 Па.

9. Розрахувати K_P і K_C для реакції $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$ при 500 К, якщо до моменту рівноваги продисоціювало 54% фосфор пентахлориду, а його початкова концентрація становила 1 моль/л.

10. При нагріванні відбувається реакція $SO_2Cl_2 = SO_2 + Cl_2$. При деякій температурі з 1 моль SO_2Cl_2, який міститься у закритій посудині об'ємом 20 л, розкладається 0,5 моль. Знайти константу рівноваги при цій температурі.

11. Зміна вільної енергії Гіббса при 298 К у реакції синтезу амоніаку дорівнює –16,64 кДж/моль. Знайти K_P цієї реакції при даній температурі.

12. Парціальний тиск вуглекислого газу при досягненні рівноваги в системі $C(т) + CO_2(г) \rightarrow 2CO(г)$ дорівнює 20,26 кПа, а загальний тиск газової суміші становить 101,3 кПа. Визначити константу рівноваги.

13. Чи зміститься рівновага оборотної реакції $A + 2B = 2C - Q$ при зменшенні тиску в 2 рази і одночасному зменшенні температури на 25°С, якщо температурні коефіцієнти прямої і зворотної реакції відповідно дорівнюють 3 і 2?

14. Реакція $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ відбувається з виділенням теплоти. У бік якої реакції зміститься рівновага, якщо загальний тиск у системі зменшити у 4 рази і одночасно підвищити температуру на 40°С (температурні коефіцієнти прямої і зворотної реакції відповідно дорівнюють 2 і 5)?

15. Рівновага реакції розкладу фосгену встановилась при таких концентраціях речовин (моль/л): $[COCl_2] = 10$; $[CO] = 2$; $[Cl_2] = 4$. Знайти нові рівноважні концентрації реагуючих речовин після зміщення рівноваги, якщо у суміш додати 4 моль/л хлору.

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Адсорбція активованим вугіллям

Налити у пробірку 2-3 мл дистильованої води, 1-2 краплі розчину фенолфталеїну і додавати краплями розчин амоніаку до утворення стійкого забарвлення від останньої краплі. До розчину додати 5-6 шматочків активованого вугілля, суміш енергійно струсити і профільтрувати. До фільтрату додати 1-2 краплі фенолфталеїну. Записати спостереження та висновки з досліду.

Дослід № 2. Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції

Налити в дві пробірки розчину оксалатної кислоти або її солі й підкислити розведеною сульфатною кислотою. Додати в одну з них порціями по 2-3 краплі розведеного розчину калій перманганату. Кожну наступну порцію додавати після знебарвлення попередньої. Зафіксувати час, за який знебарвлюється кожна нова порція розчину калій перманганату. Звернути увагу на те, що перша порція знебарвлюється дуже повільно, а наступні – дедалі швидше. Прискорення реакції з часом її перебігу зумовлюється каталітичною дією іонів Mn^{2+}, які утворюються під час реакції.

Щоб перевірити це, у другу пробірку додати розчину манган сульфату, а потім окремими порціями – розчин калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід № 3. Зміщення хімічної рівноваги оборотних реакцій

3.1. Вплив концентрації на хімічну рівновагу

У пробірку налити по 0,5 мл розведених розчинів ферум (III) хлориду і калій тіоціанату і розвести дистильованою водою до 2/3 об′єму пробірки. Розділити отриманий розчин на чотири пробірки. Одну з них зберегти до кінця досліду як контрольну. В інші додати такі реактиви: в першу – 1 краплю насиченого розчину ферум (III) хлориду, в другу – 1 краплю насиченого розчину калій тіоціанату, в третю – насиченого розчину калій хлориду. Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів із забарвленням розчину в контрольній пробірці.

Записати рівняння реакції та вираз для константи рівноваги цієї реакції. Пояснити всі спостереження, використавши принцип Ле Шательє.

3.2. Вплив температури на хімічну рівновагу *(демонстраційний)*

Для проведення цього досліду служить прилад, що складається з двох мікроколб, сполучених скляною трубкою і заповнених NO_2, який знаходиться в рівновазі з димером N_2O_4. NO_2 має буре забарвлення, N_2O_4 – безбарвний.

Приготувати дві склянки: одну – з гарячою водою, другу – з холодною. Одночасно опустити в них мікроколби. Спостерігати посилення інтенсивності забарвлення газу в гарячій воді і його знебарвлення в холодній.

На основі принципу Ле Шательє і даних досліду зробити висновок про тепловий ефект прямої і зворотної реакції.

Лабораторна робота 7
Фізичні властивості розчинів

Питання для підготовки

1. Дисперсні системи та їх класифікація. Істинні розчини. 2. Концентрація. Способи вираження концентрації. 3. Взаємозв'язок між різними способами вираження концентрації. Правило "павука". 4. Розчинність. Енергетичні ефекти процесів розчинення речовин. 5. Залежність розчинності речовин від температури та тиску. 6. Закон розподілу. 7. Ідеальні та реальні розчини. Фазові рівноваги. Умови рівноваги, правило фаз Гіббса. 8. Діаграма стану системи. Діаграма стану води, її використання. 9. Закон Генрі та його наслідок. 10. Колігативні властивості розчинів. Перший закон Рауля, його застосування. 11. Другий закон Рауля. 12. Ебуліоскопія та кріоскопія. 13. Взаємозв'язок законів Рауля та Генрі. 14. Осмос. Осмотичний тиск. 15. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини за колігативними властивостями розчину.

Задачі для самостійного розв'язування

1. До якого об'єму потрібно розбавити 500 мл 20%-ного розчину NaCl (ρ = 1,152 г/мл), щоб отримати 4,5%-ний розчин (ρ = 1,029 г/мл)?
2. В 1 кг води розчинено 666 г КОН, густина розчину становить 1,395 г/мл. Знайти: а) масову частку розчину; б) молярність; в) моляльність; г) молярні частки лугу та води.
3. Скільки моль семиводного магній сульфату треба додати до 100 моль води, щоб отримати 10%-ний розчин магній сульфату?
4. Скільки літрів амоніаку (н.у.) треба розчинити в 200 г 10%-ного розчину амоній гідроксиду, щоб отримати 15%-ний розчин цієї основи?
5. Скільки грамів сульфур триоксиду треба розчинити в 400 г води, щоб отримати 15%-ний розчин сульфатної кислоти?
6. На нейтралізацію 20 мл розчину, який містить 12 г лугу в 1 л води, витрачено 24 мл 0,25 н розчину кислоти. Знайти молярну масу еквіваленту лугу.
7. Використовуючи табличні дані вирахувати, скільки грамів калій хлорату виділиться з 70 г насиченого при 70°С розчину цієї солі після охолодження його до 30°С. При 70°С розчинність становить 32,5 г, при 30°С – 10,5 г на 100 г води.
8. В 1 л води при н.у. розчиняється 4,68 л сірководню. Під яким тиском треба розчиняти цей газ, щоб отримати 5%-ний (за масою) розчин?
9. Скільки грамів чистого мідного купоросу можна добути перекристалізацією солі при охолодженні насиченого розчину від 90° до 10°С, якщо було взято 5 кг технічного мідного купоросу, що містив 5% домішок? Розчинність купрум (II) сульфату при 90° та 10°С відповідно становить 62,5 та 17,6 г на 100 г води.
10. Розчин, в 100 мл якого міститься 2,3 г розчиненої речовини, при 298 К створює осмотичний тиск 618,5 кПа. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

11. Знайти при 65°С тиск пари над розчином, який містить 13,68 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 90 г води, якщо тиск насиченої водяної пари при цій температурі становить 25 кПа.
12. У радіатор автомобіля налили 9 л води та додали 2 л метилового спирту CH_3OH, густина якого становить 0,8 г/мл. При якій найнижчій температурі можна після цього залишати автомобіль на повітрі, не боячись, що вода в радіаторі замерзне?
13. У 60 г бензену C_6H_6 розчинено 2,09 г деякої речовини, елементарний склад якої: С – 50,69, Н – 4,23 і О – 45,08. Розчин кристалізується при 4,25°С. Кріоскопічна константа бензену К=5,1 град·кг/моль. Чистий бензен кристалізується при 5,5°С. Визначити молярну масу та формулу речовини.
14. Чи при однаковій температурі замерзатимуть розчини, що містять 2 г формаліну CH_2O в 100 г води і 2 г глюкози $C_6H_{12}O_6$ в 100 г води? Відповідь обґрунтувати розрахунками.
16. Обчислити кріоскопічну константу ацетатної кислоти, якщо відомо, що розчин 3,56 г антрацену $C_{14}H_{10}$ в 100 г ацетатної кислоти кристалізується при 15,718ºС. Температура кристалізації ацетатної кислоти 16,65ºС.

Дослід № 1. Приготування 2 н розчину сульфатної кислоти

Налити сульфатну кислоту в мірний циліндр і визначити її густину ареометром. За таблицею знайти відповідне значення процентної концентрації. Розрахувати, який об'єм цієї кислоти необхідно взяти, щоб приготувати 100 мл розчину сульфатної кислоти заданої концентрації.

У мірну колбу місткістю 100 мл приблизно на 1/4 її об'єму налити дистильованої води. Відміряти розрахований об'єм кислоти і обережно перелити в колбу всю кислоту з піпетки. Дочекатися охолодження колби до кімнатної температури. Далі, додаючи воду, довести рівень рідини в колбі до мітки. Закрити колбу, перемішати кілька разів одержаний розчин, перевертаючи колбу догори дном.

Відлити частину розчину в циліндр, виміряти ареометром його густину і за таблицею знайти концентрацію, переконавшись у правильності своєї роботи.

Дослід № 2. Приготування 5%-ного розчину NaOH

Приготувати 100 мл 5%-ного розчину NaOH, використовуючи 10%-ний та 2%-ний розчини NaOH.

Відміряти визначені об’єми вихідних розчинів, злити в колбу на 100 мл, закрити і добре перемішати розчин, перевертаючи колбу догори дном. Відлити частину розчину в циліндр, виміряти ареометром його густину і за таблицею знайти процентну концентрацію, переконавшись у правильності своєї роботи.

Дослід № 3. Підвищення температури кипіння розчину

Налити в колбу Вюрца 50 мл води, закрити її гумовим корком з термометром і закріпити в затискачі штатива над азбестовою сіткою. Нагріти колбу до кипіння води і відрегулювати полум′я газового пальника так, щоб з

бічної трубки колби рівномірно виділялася пара води. Зафіксувати температуру кипіння води.

Додати в колбу 12,5 г цукру і знову нагріти до кипіння. Зафіксувати температуру кипіння розчину. Додати до розчину ще 12,5 г цукру і знову зафіксувати температуру кипіння розчину. Який висновок можна зробити на основі проведеного досліду?

Дослід № 4. Екстрагування іоду з водного розчину аміловим спиртом

У пробірку налити 10 мл іодної води і 2 мл органічного розчинника. Закрити пробірку і енергійно струшувати протягом 2-3 хв. Дати розшаруватися розчину. Піпеткою видалити верхній органічний шар розчину іоду. Відзначити інтенсивність забарвлення водного шару.

Повторити дослід екстракції йоду з 10 мл іодної води тією ж кількістю (2 мл) органічного розчинника, але додавати розчинник не одразу, а в чотири прийоми по 0,5 мл. Кожен раз після струшування давати суміші розшаровуватися і видаляти органічний шар розчину іоду з поверхні водного шару. Після видалення четвертої порції знову відзначити інтенсивність забарвлення розчину. Порівняти інтенсивність забарвлення в кінці першого і другого дослідів. Зробити висновок – одноразова чи багаторазова екстракції дає кращі результати. Пояснити чому.

Лабораторна робота № 8

Хімічні властивості розчинів

Питання для підготовки

1. Електроліти та неелектроліти. Ізотонічний коефіцієнт. 2. Основні положення теорії електролітичної дисоціації. 3. Дисоціація електролітів та процеси сольватації. Вплив природи розчинника. 4. Ступінь дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. 5. Електропровідність розчинів електролітів. 6. Ступінь дисоціації та ізотонічний коефіцієнт. 7. Рівновага в розчинах слабких електролітів. Константа дисоціації. 8. Зв’язок між константою дисоціації та ступенем дисоціації. 9. Властивості розчинів сильних електролітів. Поняття уявного ступеня дисоціації. 10. Концентрація й активність розчину. Іонна сила розчину. 11. Кислотно–основна дисоціація електролітів. Зміна кислотно–основних функцій гідроксидів елементів у періодах і групах. 12. Автоіонізація молекул води. Іонний добуток води. 13. Водневий показник, його значення і використання. 14. Поняття про індикатори. 15. Буферні розчини. Буферна ємність.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Обчислити константу дисоціації та рК оцтової кислоти, знаючи що в 0,1 М розчині вона дисоційована на 1,32%
2. Обчислити ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти в 0,2 н розчині, якщо її константа дисоціації рівна $4 \cdot 10^{-8}$.
3. Скільки води треба додати до 250 мл 0,3М розчину форміатної кислоти, щоб ступінь дисоціації подвоївся?
4. Знайти концентрації всіх типів іонів у 0,02 М розчині сульфідної

кислоти.

5. У скільки разів зменшиться концентрація іонів Гідрогену, якщо до 1л 0,2 М розчину ацетатної кислоти додати 0,1 моль натрій ацетату, ступінь дисоціації якого при такому розведенні складає 80%?

6. Знайти ізотонічний коефіцієнт для розчину магній хлориду, який містить 0,1 моль $MgCl_2$ в 1000 г води, знаючи, що цей розчин замерзає при –0,461°С.

7. Осмотичний тиск 0,1 н розчину калій карбонату становить 2,69 атм при 0°С. Знайти уявний ступінь дисоціації цієї солі.

8. Знайти іонну силу та активності іонів у 0,05%-ному розчині магній нітрату.

9. Який pH має розчин, в 1 літрі якого міститься 0,0051 г гідроксид-іонів?

10. Який об′єм 0,1 н розчину лугу потрібно додати до 10 мл 0,5 н розчину кислоти, щоб довести його pH до 10?

11. Знайти pH 0,1 н розчину аміаку, який містить ще й 0,1 моль/л амоній хлориду.

12. Ступінь дисоціації слабкої одноосновної кислоти в 0,15 н розчині дорівнює 0,04. Знайти концентрації іонів Гідрогену, гідроксилу та pOH розчину.

13. Знайти активність іонів Гідрогену в 0,003 М розчині нітратної кислоти, який містить ще й 0,03 моль/л калій нітрату.

14. У скільки разів концентрація гідроксид–іонів у розчині з pH=8,63 більша від такої ж концентрації в розчині з pH=6,35?

15. Як зміниться pH, якщо вдвічі розбавити водою розчин, який містить 0,2 М аміаку і 0,5 М амоній хлориду?

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Порівняння електропровідності розчинів деяких електролітів (*демонстраційний*)

У склянку з електродами налити дистильованої води. Чи загоряється лампочка, яка з’єднана з електродами? Внести у склянку з електродами і водою 4-5 мікрошпателів цукру. Що спостерігається? В суху склянку на дно насипати NaCl. Опустити в нього електроди. Чи проводить суха сіль струм? Долити дистильованої води. Що спостерігається?

У склянки налити по 20–30 мл розчинів: у першу – хлоридної кислоти, у другу – натрій гідроксиду, у третю – ацетатної кислоти, у четверту – розчину амоніаку. Дослідити електропровідність цих розчинів, занурюючи в них електроди. Після кожного досліду промивати електроди дистильованою водою. Під час досліду слідкувати за яскравістю світла лампочки. За ступенем її розжарення зробити якісний висновок про силу досліджуваних кислот і основ. Останні два розчини (ацетатної кислоти і амоніаку) злити разом і дослідити електропровідність одержаного розчину. Що спостерігається? За всіма спостереженнями зробити висновок по кожному конкретному випадку і загальний.

Дослід № 2. Порівняння температури кипіння розчинів неелектролітів і електролітів

Приготувати одномоляльні розчини цукру і натрій хлориду та визначити температури їх кипіння. Для цього обчислити і відважити потрібну кількість цукру на 50 мл води. Вилити приготовлений розчин в колбу Вюрца і нагріти розчин до кипіння. Записати температуру кипіння розчину.

Проробити те саме, взявши замість цукру натрій хлорид. Що при цьому спостерігається? Який висновок можна зробити на основі досліду?

Дослід № 3. Характер дисоціації гідроксидів

Пронумерувати 5 пробірок. Внести по декілька мілілітрів розчинів: у першу – $MgCl_2$, у другу – $AlCl_3$, у третю – Na_2SiO_3, у четверту – $NiCl_2$, у п'яту – $ZnSO_4$. У пробірки 1, 2, 4, 5 додати по декілька крапель розчину лугу, у пробірку 3 – розчин хлоридної кислоти. Визначити хімічний характер гідроксидів, що випадають. Для цього половину суспензії магній гідроксиду відлити в чисту пробірку і додати до неї розчин HCl, а до розчину, який залишився в першій пробірці, додатково долити розчин лугу. Чи в обох випадках розчинився осад? Кислотними, основними чи амфотерними властивостями володіє магній гідроксид?

Подібним чином дослідити властивості осадів у всіх інших пробірках. Які їх хімічні властивості?

Записати у таблицю відомості щодо характеру дисоціації гідроксидів Магнію, Алюмінію і Силіцію.

Назва гідроксиду	Формула гідроксиду	Хімічні властивості	Схема дисоціації гідроксиду

Скільки електронів міститься на зовнішньому електронному рівні іонів Mg^{2+}, Al^{3+} і Силіцію? У прямій чи оберненій залежності перебуває посилення кислотних властивостей гідроксидів від збільшення заряду іонів (ступеня окиснення атомів), гідроксиди яких розглядаються? Радіуси іонів Mg^{2+}, Al^{3+} і атома Силіцію в ступені окислення +4 відповідно дорівнюють (за Полінгом) 0,065; 0,050 та 0,041 нм. Як впливає зміна радіусів іонів на характер хімічних властивостей гідроксидів?

Скласти другу таблицю, яка містить відомості щодо дисоціації магній гідроксиду, нікол (II) гідроксиду та цинк гідроксиду, коли іони елементів мають однакові заряди і близькі радіуси.

Іон	Радіус іона, нм	Зовнішня електронна оболонка іона	Хімічні властивості гідроксиду	Схема дисоціації гідроксиду
Mg^{2+}	0,065			
Ni^{2+}	0,069			
Zn^{2+}	0,071			

Зробити загальний висновок про вплив радіуса, заряду і зовнішньої електронної оболонки іонів на характер дисоціації гідроксидів.

Дослід № 4. Порівняння хімічної активності кислот

Налити в пробірку 2–3 мл розчину амоній оксалату і додати такий самий об'єм розчину кальцій хлориду. Спостерігати за утворенням дрібнокристалічного осаду кальцій оксалату. Розділити розчин з осадом порівну в дві пробірки і додати в одну з них 2 н розчин хлоридної кислоти, а в іншу – ацетатної. Що при цьому спостерігається?

Пояснити, чому хлоридна кислота витісняє щавлеву кислоту з її солі, а ацетатна не витісняє? Написати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Дослід № 5. Зміщення рівноваги процесу дисоціації слабких електролітів

У дві пробірки внести розчин ацетатної кислоти. У кожну пробірку додати краплю метилового оранжевого. Під впливом яких іонів метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу внести 3–4 мікрошпателі натрій ацетату і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. Пояснити спостереження.

У дві пробірки внести розчин амоніаку. У кожну пробірку додати одну краплю фенолфталеїну. Під впливом яких іонів виникає рожеве забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу додати 3–4 мікрошпателі амоній хлориду і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.

Дослід № 6. Забарвлення деяких індикаторів в різних середовищах

У пробірки помістити: в першу – 1 мл хлоридної кислоти, в другу – 1 мл дистильованої води, в третю – 1 мл розчину натрій гідроксиду. У кожну з пробірок додати декілька крапель метилового оранжевого. Повторити дослід з іншими індикаторами (метиловим червоним, лакмусом, фенолфталеїном).

Записати спостереження про зміну забарвлення індикаторів в різних середовищах у таблицю.

Індикатор	pH в області переходу	Колір індикатора		
		Кислотна форма (HCl)	Нейтральна форма (H_2O)	Лужна форма (NaOH)
Метиловий оранжевий				
Метиловий червоний				
Лакмус				
Фенолфталеїн				

Дослід № 7. Буферні розчини

В одну пробірку до половини об'єму налити дистильовану воду, в іншу буферну суміш з pH = 7. Додати в обидві пробірки універсальний індикатор. Обидва розчини набувають зеленого забарвлення. Рідину з першої пробірки розділити на дві і додати в одну з них 5 крапель 0,1 н розчину хлоридної кислоти, в іншу стільки ж 0,1 н розчину лугу. Якого забарвлення набувають

розчини? Тепер розлити на дві пробірки буферний розчин. В одну з них додати 5 крапель 0,1 н розчину хлоридної кислоти, в іншу стільки ж 0,1 н розчину лугу. Що спостерігається? Пояснити спостережувані явища.

Універсальний індикатор змінює забарвлення – червоний (pH ≤ 4), оранжевий (pH = 5), жовтий (pH = 6), зелений (pH = 7), синій (pH = 8), синьо–фіолетовий (pH = 9), фіолетовий (pH ≥ 10).

Лабораторна робота № 9

Іонні рівноваги

Питання для підготовки

1. Реакції між іонами. Добуток розчинності. 2. Вплив одноіменних та різноіменних іонів на розчинність. 3. Зв'язок розчинності та добутку розчинності. 4. Реакції нейтралізації. 5. Гідроліз солей. 6. Гідроліз різних типів солей. 7. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу. 8. Вплив температури та концентрації на гідроліз різних типів солей. 9. Водневий показник при гідролізі. 10. Кислотно–основна взаємодія у різних розчинниках. 11. Теорія сольвосистем (Франклін, Кеді). 12. Протонна теорія Бренстеда–Лоурі. 13. Електронна теорія кислот і основ Льюїса. 14. Хімічна теорія кислот і основ Ганча. 15. Інші теорії кислот і основ.

Задачі для самостійного розв'язування

1. Чи випаде осад, якщо до 0,02 М розчину аргентум нітрату додати такий же об′єм 1н сульфатної кислоти?
2. Обчислити добуток розчинності плюмбум (II) броміду при 25°С, якщо розчинність солі при цій температурі рівна $1{,}32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
3. В якому об'ємі насиченого розчину аргентум сульфіду міститься 1 мг розчиненої солі?
4. Чи випаде осад, якщо до 15 мл 0,1 н розчину плюмбум (II) нітрату додати 20 мл 0,4 н розчину натрій хлориду?
5. У скільки разів розчинність аргентум хлориду в 0,001 н розчині натрій хлориду менша, ніж у воді?
6. Які будуть втрати (у грамах) аргентум йодиду, якщо 5 г його промити 3л води при 25°С?
7. Знайти масу барій хромату, який міститься в 500 мл насиченого при 25°С його розчину.
8. Знайти константу, ступінь гідролізу та pH для 0,01 М розчину калій флуориду.
9. Ступінь дисоціації ацетатної кислоти у розчині з pH=3,52 становить 6%. Визначити молярну концентрацію розчину.
10. Скільки грамів чистої форміатної кислоти треба долити до 2 л розчину цієї ж самої кислоти з pH=3,5, щоб зменшити pH на 0,5? Збільшенням об'єму розчину при доливанні кислоти знехтувати.
11. pH 0,1 М розчину натрієвої солі одноосновної органічної кислоти

дорівнює 10. Знайти константу дисоціації цієї солі.

12. До 300 мл 0,1 н розчину аміаку додали 200 мл 0,1 н розчину амоній хлориду. Уявний ступінь дисоціації амоній хлориду в отриманому розчині 90%. Знайдіть концентрацію гідроксид-іонів.

13. Обчислити pH розчину, отриманого при змішуванні рівних об′ємів розчинів хлоридної кислоти з pH=1 і pH=5.

14. При $pH \leq 3{,}1$ індикатор метиловий червоний має червоне забарвлення, при $pH \geq 6{,}3$ – жовте, при проміжних значеннях pH – оранжеве. Яке забарвлення матиме індикатор в 0,1 М розчині амоній броміду?

15. Вирахувати ступінь гідролізу і pH для 0,2 н розчину натрій сульфіду, враховуючи тільки першу стадію гідролізу.

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Дробне осадження

У двох пробірках окремо одержати аргентум хлорид і аргентум хромат шляхом взаємодії розчинів калій хлориду і калій хромату з аргентум нітратом (по 1 мл). Написати іонні рівняння реакцій, відзначити забарвлення осадів і записати величини ДР для аргентум хлориду і аргентум хромату. Яка сіль менш розчинна?

Яка речовина буде випадати в осад в першу чергу з розчину, який містить іони Ag^+, CrO_4^{2-} та Cl^- в однакових концентраціях? Перевірити припущення дослідом. Для цього внести в одну пробірку по 1 мл розчинів калій хлориду і калій хромату, додати 1 мл води і перемішати розчин скляною паличкою. Обережно додати в нього розчин аргентум нітрату. Що спостерігається? З якими іонами в першу чергу реагують іони Ag^+? Яка речовина при цьому утворюється? Додати в розчин ще декілька крапель аргентум нітрату. Чи спостерігається утворення аргентум хлориду? Зафіксувати початок його утворення при подальшому збільшенні концентрації іонів Ag^+. Пояснити спостереження.

Дослід № 2. Порівняльна повнота осадження малорозчиних електролітів. Осадження солей Pb (II)

Одержати плюмбум (II) хлорид шляхом взаємодії розчинів плюмбум (II) нітрату і натрій хлориду. Дати осісти осаду на дно пробірки. Верхній шар розчину розлити в дві пробірки (1–2 мл). В одну додати розчин натрій хлориду, а в другу – такий же об’єм розчину калій іодиду. Яка сіль випаде в осад? Зробити висновок про порівняльну величину ДР цих солей. Звірити з даними таблиці.

Дослід № 3. Вплив величини ДР на розчинення осадів

У трьох пробірках окремо одержати осади аргентум хлориду, аргентум броміду та аргентум йодиду шляхом взаємодії розчинів відповідних солей з аргентум нітратом. Відзначити забарвлення осадів. До осадів у кожну пробірку додати однакову кількість розчину амоніаку. В якому випадку осад розчиняється швидше? Осад якої речовини практично не розчиняється?

Зробити висновки про розчинення осадів галогенідів Аргентуму на підставі значень добутків розчинності цих солей.

Дослід № 4. Одержання плюмбум (II) хромату з плюмбум (II) сульфату

У пробірку внести 2 мл розчину плюмбум (II) нітрату і додати розчин натрій сульфату. Осаду дати відстоятись. Злити рідку фазу. До осаду додати розчин калій хромату. Як змінився колір осаду?

Записати величини ДР одержаних малорозчиних речовин і пояснити перехід плюмбум (II) сульфату в плюмбум (II) хромат.

Дослід № 5. Реакція середовища в розчинах різних солей

У п’ять пробірок налити нейтрального розчину лакмусу. Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в інші додати по одному мікрошпателю (або кілька крапель розчину) таких солей: у першу – натрій сульфіду, в другу – алюміній хлориду, в третю – натрій хлориду, в четверту – амоній ацетату. Записати рівняння реакцій гідролізу всіх солей, врахувавши, що деякі солі гідролізують лише за першим ступенем. За зміною забарвлення лакмусу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі.

Дослід № 6. Розчинення металу в продуктах гідролізу

Помістити у пробірку шматочок цинку, додати 2–3 мл концентрованого розчину алюміній хлориду і нагріти. Спостерігати за розчиненням цинку і виділенням бульбашок водню. Написати рівняння реакцій.

Дослід № 7. Утворення кислих солей при гідролізі натрій сульфіту

Налити в пробірку води до 1/3 її об’єму, внести 1–2 мікрошпателі кристалів натрій сульфіту. Індикаторним папером визначити pH середовища. На присутність яких іонів вказує pH? За відсутністю запаху сульфур диоксиду пересвідчитись у тому, що в розчині натрій сульфіту гідроліз відбувається не повністю. Яка сіль є продуктом гідролізу за першим ступенем?

Дослід № 8. Повний гідроліз

Налити в пробірку розчин алюміній хлориду і додати такий самий об’єм розчину натрій сульфіду. Спостерігати за утворенням білого аморфного осаду. Звернути увагу на запах сірководню, що виділяється з розчину.

Щоб довести, що осад є алюміній гідроксидом, а не сульфідом, злити рідину над осадом і розділити осад у дві пробірки. Додати в одну з них розчин натрій гідроксиду, а в іншу – хлоридну кислоту. Спостерігати за розчиненням осаду в обох пробірках. Написати рівняння реакцій.

Дослід 9. Фактори, які впливають на ступінь гідролізу

9.1. Вплив температури на ступінь гідролізу солі

Налити в пробірку на 1/4 її об’єму дистильованої води і внести в неї 2–3 мікрошпателі натрій ацетату. Додати в пробірку краплю фенолфталеїну. Опустити пробірку у водяну баню, нагріту до кипіння. За зміною забарвлення фенолфталеїну зробити висновок про напрям зсуву рівноваги процесу гідролізу. Охолодити пробірку в холодній воді. Що спостерігається? Вказати причину цього явища.

9.2. Вплив розбавлення на ступінь гідролізу солі

У пробірку внести розчин стибій (III) хлориду і поступово краплями

додавати воду до випадання білого осаду SbOCl. Цей осад утворюється на другому ступені гідролізу з $Sb(OH)_2Cl$ внаслідок відщеплення молекули води. Додаванням якого реактиву можна зменшити ступінь гідролізу стибій (III) хлориду? Перевірити припущення дослідом.

Лабораторна робота № 10
Електродні процеси

Питання до підготовки

1. Подвійний електричний шар, його виникнення та будова. 2. Рівновага метал – розчин солі металу. Електродний потенціал. 3. Електроди порівняння. Водневий електрод. 4. Електрохімічний ряд металів. його використання. 5. Гальванічний елемент. Виникнення струму. 6. Електрорушійна сила й енергія Гіббса гальванічного елемента. 7. Окисно–відновні елементи. Концентраційні елементи. Рівняння Нернста. 8. Свинцевий акумулятор, схема процесів при розрядці і зарядці. Паливні елементи. 10. Електроліз розчинів і розплавів. 11. Фактори, які визначають механізм процесів на електродах. 12. Поляризація електродів. Перенапруга. Рафінування, гальванопластика, гальваностегія. 13. Закони Фарадея. Електрохімічний еквівалент. 14. Корозія металів. Види корозії. 15. Способи захисту від корозії.

Задачі для самостійного розв'язування

1. У розчин кадмій сульфату опустили цинкову пластинку. Коли через деякий час її вийняли, промили, висушили та зважили, то встановили, що її маса збільшилась на 0,02 г. Скільки грамів кадмію виділилось на пластині?
2. Знайти зміну вільної енергії Гіббса для цинк-кадмієвого гальванічного елемента за стандартних умов.
3. Електродний потенціал Цинку в розчині його сульфату складає –0,98 В. Знайти активність іонів Цинку.
4. Як зміниться електродний потенціал Цинку, якщо концентрація цинк сульфату, в розчин якого опущена пластинка, зменшиться від 0,1 н до 0.01 н.
5. Знайти уявний ступінь дисоціації цинк хлориду в 0,065 М розчині, якщо електродний потенціал цинкової пластинки в ньому дорівнює –0,80 В.
6. Знайти потенціал платинової пластинки, насиченої воднем і опущеної у розчин кислоти з pH=3 при ст. ум.
7. Знайти розчинність аргентум хромату в моль/л, використовуючи значення електродного потенціалу срібної пластинки в насиченому розчині аргентум хромату, яке становить 0,59 В.
8. Вирахувати добуток розчинності аргентум хлориду у воді, якщо значення електродного потенціалу Аргентуму в насиченому розчині AgCl дорівнює 0,51 В.
9. У розчин купрум (II) сульфату масою 400 г з масовою часткою солі 2 % помістили пластинку масою 10 г, виготовлену з металу, для якого характерним є ступінь окиснення +2. Через деякий час масова частка солі в розчині зменшилась удвічі, а маса пластинки зменшилась на 12 %. Визначити метал, з якого була виготовлена пластинка. Зміною маси розчину знехтувати.

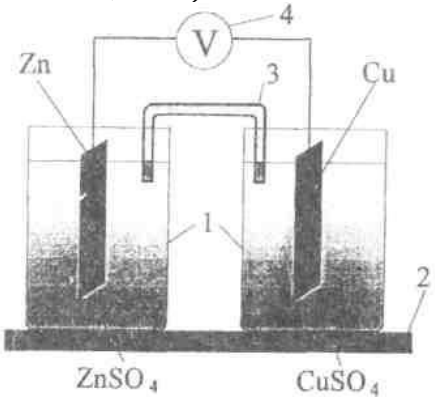
10. Після електролізу концентрація розчину натрій сульфату дорівнює 10 %, а маса – 120 г. Визначити вихідну концентрацію розчину, якщо електроліз тривав 24 години при силі струму 10 А.
11. Електрорушійна сила гальванічного елемента, утвореного двома водневими електродами у 1 М розчині ацетатної та у 0,5 М розчині форміатної кислот відповідно дорівнює 0,02065 В. Знайти константу дисоціації форміатної кислоти, якщо $К_{дис}$ для ацетатної кислоти дорівнює $1{,}8 \cdot 10^{-5}$.
12. Знайти ЕРС концентраційного елемента, складеного з водневих електродів, опущених у розчини з pH=2 та pH=4.
13. Гальванічний елемент складається із стандартного водневого електрода, опущеного в 0,01 М розчин амоній хлориду. ЕРС такого елемента дорівнює 0,336 В. Знайти pH розчину, константу дисоціації амоній гідроксиду та константу гідролізу амоні хлориду.
14. Через розчин солі двовалентного металу пропущено електричний струм протягом 10 год при силі струму 2,68 А. На електроді виділилося 12,15 г металу. Що це за метал?
15. Струм силою 20 А проходить через електролізер, в якому міститься 10 л 4,5%-ного розчину NaOH (ρ=1,05 г/см^3). Через скільки годин концентрація натрій гідроксиду в розчині досягне 10 %?

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Складання мідно-цинкового елемента *(Демонстраційний)*

Одну з мікросклянок заповнити доверху 1 М розчином цинк (II) сульфату, іншу 1 М розчином купрум (II) сульфату. З'єднати обидві склянки електролітичним містком, заповненим насиченим розчином калій хлориду. Занурити в розчин цинк (II) сульфату вузьку цинкову пластинку, а в розчин купрум (II) сульфату – мідну. З'єднати пластинки з гальванометром чи вольтметром.

Написати рівняння хімічних реакцій, які проходять на електродах гальванічного елемента, і сумарне рівняння хімічної реакції, в результаті якої виникає струм у цьому елементі. Вирахувати ЕРС гальванічного елемента. ($E^0_{Cu^{2+},Cu}$ = + 0,34 В; $E^0_{Zn^{2+},Zn}$ = – 0,76 В).



Мал. 6. Схема мідно-цинкового елемента

Дослід № 2. Взаємодія цинку з сульфатною кислотою за відсутності й у присутності міді

Внести у пробірку 1–2 мл 2 н сульфатної кислоти і шматочок чистого цинку. Чи спостерігається виділення водню з пробірки з сульфатною кислотою? Торкнутись мідним дротом до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому з металів він витісняється? Забрати мідну дротинку і впевнитись, що інтенсивність виділення водню знову змінюється. Цей самий ефект можна спостерігати на такому досліді: у дві пробірки внести по 1–2 мл 2н сульфатної кислоти. В одну пробірку дати краплю купрум (II) сульфату і в обидві пробірки опустити по шматочку чистого цинку (без домішок). Що спостерігається? Яка роль солі купруму, в присутності якої водень виділяється інтенсивніше?

Дослід № 3. Корозія оцинкованого і лудженого заліза

У дві пробірки налити 1–2 мл дистильованої води, додати по 2–3 краплі розчину 2 н сульфатної кислоти і декілька крапель розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ – чутливого реактиву на іон Fe^{2+}, з якими він дає синє забарвлення. Два залізних дроти почистити шліфшкіркою. Одним дротом щільно обмотати шматок цинку, другим шматок олова. Опустити їх у приготовлені розчини. Спостерігати через декілька хвилин появу синього забарвлення розчину в результаті утворення ферум (II) гексаціаноферату (III) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ – турнбулевої сині. На основі роботи гальванічних пар пояснити процеси, що відбуваються в обох пробірках.

Дослід № 4. Електроліз розчинів калій йодиду, натрій сульфату *(демонстраційний)*

У колбу налити розчин калій йодиду і додати до нього декілька крапель фенолфталеїну і розчину крохмалю, перемішати і вилити в електролізер. Опустити в нього електроди, приєднані до джерела струму. Відзначити зміну забарвлення біля анодного і катодного просторів. Пояснити спостереження.

У колбу налити розчин натрій сульфату і додати декілька крапель розчину лакмусу. Вилити одержаний розчин в електролізер. Пропустити через нього електричний струм і відзначити зміну забарвлення в обох колінах електролізера. Які речовини виділяються на катоді й аноді? Пояснити зміну забарвлення лакмусу.

Лабораторна робота № 11
Окисно-відновні процеси

Питання для підготовки

1. Енергія іонізації, енергія спорідненості до електрона, зміна цих величин для атомів елементів у періодах і групах. 2. Відносна електронегативність, періодичність її зміни. 3. Ступінь окиснення елемента у сполуках з різними типами хімічного зв’язку. 4. Ступінь окислення, валентність і електронегативність. 5. Окисно–відновні реакції і реакції невалентних перетворень. 6. Процеси окиснення і відновлення. 7. Найважливіші окисники і відновники. 8. Міжмолекулярні і внутрішньо–

молекулярні окисно–відновні реакції. 9. Реакції самоокислення–самовідновлення (дисмутації та конмутації). 10. Урівнювання коефіцієнтів рівнянь окисно–відновних реакцій. Алгебраїчний метод. 11. Метод електронного балансу та аналізу ступенів окислення. 12. Відновні потенціали напівреакцій. Вплив середовища на величину потенціалу. 13. Визначення напряму окисно–відновного процесу. 14. Іонно– електронний метод (метод напівреакцій). 15. Інші методи визначення коефіцієнтів у рівняннях окисно–відновних реакцій.

Задачі для самостійного розв'язування

1. 80 мл 0,02 М розчину калій манганату (VII) окислили 17,9 л газу (н.у.), який містить SO_2. Визначити вміст (об. %) сульфур диоксиду в цьому газі.
2. Урівняти методом напівреакцій наступні рівняння реакцій: $KNO_2+KMnO_4+H_2SO_4=KNO_3+\ldots$; $N_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = N_2 + ...$
3. Скільки мілілітрів 0,2 М розчину $K_2Cr_2O_7$ потрібно для окиснення у сульфатнонокислому розчині 50 мл 4%-ного розчину сульфітної кислоти (ρ=1,022)?
4. До надлишку підкисленого розчину КІ долили 120 мл 0,25 н розчину KIO_3. Визначити масу виділеного іоду.
5. До підкисленого розчину КІ долили 100 мл 0,15 н розчину $K_2Cr_2O_7$. Визначити скільки мл 0,2 н розчину натрій тіосульфату треба долити, щоб зв'язати весь йод, який виділиться внаслідок реакції.
6. Після занурення залізної пластинки масою 8 г у 15%–ний розчин плюмбум (II) нітрату (густина 1,32) об'ємом 50 мл маса солі в розчині зменшилась втричі. Якими стали маса пластинки і концентрація розчину?
7. Скільки грамів іоду виділиться в сірчанокислому середовищі при взаємодії надлишку КІ зі 150 мл 6%–ного розчину $KMnO_4$ (ρ=1,06)?
8. У 200 мл 0,1 М розчину купрум (II) сульфату опущена залізна пластинка масою 11,2 г. Якою буде маса пластинки після закінчення реакції?
9. Щоб посріблити мідну пластинку, її опустили в розчин аргентум нітрату масою 250 г і концентрацією 20%. Коли пластинку вийняли, виявилось, що маса аргентум нітрату зменшилась на 20%. Знайти кінцеву масу пластинки, концентрацію аргентум нітрату після реакції, якщо початкова маса пластинки дорівнювала 10 г.
10. До підкисленого розчину КІ додали 80 мл 0,15 н. розчину $KMnO_4$. Обчислити масу іоду, який виділився.
11. У 200 мл розчину, який містить плюмбум (II) нітрат та аргентум нітрат з концентрацією кожного 0,1 моль/л, опустили залізну пластинку масою 1,12 г. Які речовини і в якій кількості будуть знаходитися в розчині?
12. Скільки мілілітрів 0,1 н розчину калій дихромату можна відновити в сульфатнокислому розчині за допомогою 2 л гідроген сульфіду, взятого за н.у.
13. Закінчити та урівняти рівняння реакції: $Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + KOH = K_2CrO_4 +\ldots$; $NH_2OH + KMnO_4 + H_2SO_4 = N_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + \ldots$; $As_2S_3 + HNO_3 = H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO + \ldots$

14. У розчин кадмій сульфату помістили цинкову пластинку масою 50 г. Після реакції, в результаті якої увесь витіснений кадмій виділився на пластинці, маса її збільшилась на 3,76%. Скільки кадмію виділилось на пластинці?
15. Чи може ферум (II) сульфат окислитись до ферум (III) сульфату під дією кисню в кислому та лужному середовищах?

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Вплив pH середовища на характер відновлення калій перманганату

У три пробірки внести по 1–2 мл розчину калій перманганату. В одну пробірку додати 1–2 мл 2 н розчину сульфатної кислоти, в другу – стільки ж води, в третю – таку ж кількість розчину NaOH. В усі три пробірки внести по два мікрошпателі кристалічного натрій сульфіту і перемішати розчини до повного розчинення кристаликів. Відзначити зміну забарвлення розчинів у всіх трьох випадках. Написати рівняння реакцій.

Дослід № 2. Взаємодія гідроген пероксиду з калій йодидом

До розчину калій йодиду, підкисленого сульфатною кислотою, додати 1–2 мл 3%-ного розчину гідроген пероксиду. Для якої речовини характерне забарвлення одержаного розчину? Написати рівняння реакції.

Дослід № 3. Окисні властивості солей Fe (III)

У три пробірки налити 1–2 мл розчину ферум (III) хлориду. В одну з них додати краплями розчин калій йодиду. Спостерігати забарвлення розчину в бурий колір. Додати кілька крапель розчину крохмалю. Чому забарвлення у пробірці змінилося?

До другої пробірки додати краплями розчин станум (II) хлориду до знебарвлення розчину. Половину одержаного розчину відлити в іншу пробірку. Додати в одну з них амоній тіоціанат, в іншу – розчин калій гексаціаноферат (II). Чи присутні іони Fe (3+) в обох пробірках?

У третю пробірку з розчином ферум (III) хлориду додати розчин натрій сульфіду. Спостерігати помутніння розчину внаслідок утворення сірки. До одержаного розчину додати краплями розчин калій гексаціанофератy(III). Що при цьому спостерігається? Написати рівняння усіх відповідних реакцій.

Дослід № 4. Окиснення іонів Cr^{3+} до іонів CrO_4^{2-}

У пробірку налити 1–2 мл розчину $Cr_2(SO_4)_3$ і розчину NaOH до розчинення утвореного на початку осаду. До суміші краплями додавати розчин гідроген пероксиду до появи жовтого забарвлення. Написати рівняння реакції.

Дослід № 5. Відновлення іонів $Cr_2O_7^{2-}$ у кислому середовищі

У пробірку налити 2–3 мл розчину калій дихромату, стільки ж розчину сульфатної кислоти і 3–4 мл розчину натрій сульфіту. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Напрям окисно-відновних процесів

Визначити напрям окисно–відновної реакції $Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + I_2 + H_2O \leftrightarrow K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4$, порахувавши ЕРС процесу. В якому напрямі протікає ця реакція?

Переконатись на справедливості розрахунків, провівши наступні досліди.

Внести в пробірку по 2–3 мл хром (III) сульфату і калій сульфату і додати до них 0,5–1 мл йодної води.

У другу пробірку внести по декілька крапель розчину калій дихромату і сульфатної кислоти, потім додати декілька крапель розчину калій йодиду.

Семінар № 1
Будова атома

Питання для підготовки

1. Історичні моделі будови атома. Закон Мозлі. 2. Атомні спектри. Рівняння Рідберга. 3. Перший постулат Бора. Правило орбіт. 4. Другий постулат Бора. Правило частот. Переваги та недоліки моделі атома Бора – Зоммерфельда. 5. Корпускулярно – хвильовий дуалізм мікросвіту. Хвилі де Бройля. 6. Принцип невизначеності Гейзенберга. Невизначеність об'єктів макро– і мікросвіту. 7. Хвильове рівняння Шредінгера. Псі–функція та її фізичний зміст. 8. Опис стану електрона квантовими числами. Фізичний зміст квантових чисел. 9. Принцип заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів. Багатоелектронні атоми. Порядок заповнення енергетичних рівнів. 10. Способи зображення електронних структур атомів. 11. Протонно–нейтронна модель ядра. Ізотопи, ізобари, ізотони. 12. Радіоактивність: природна і штучна. Період піврозпаду. Перетворення атомів. Закон зміщення. 13. Ядерні реакції. Термоядерні реакції. Радіаційна хімія. 14. Періодичний закон і періодична система елементів. 15. Періодичність зміни властивостей простих та складних речовин.

Семінар № 2
Хімічний зв'язок

Питання для підготовки

1. Основні характеристики хімічного зв'язку. 2. Модель утворення зв'язку між двома атомами Гідрогену за Гейтлером та Лондоном. 3. Метод валентних зв'язків. 4. Гібридизація орбіталей. 5. Способи перекривання орбіталей. Насиченість та напрямленість ковалентного зв'язку. 6. Зв'язки з надлишком та нестачею електронів. 7. Метод МО ЛКАО. Способи накладання ψ–функцій. 8. Енергетичні схеми розподілу електронів для молекул елементів II–го періоду. 9. Кратність зв'язку за методом МО ЛКАО, властивості молекул. 10.Іонний зв'язок, його характеристики. 11. Енергія іонного зв'язку, поляризація іонів. Цикл Борна – Габера. 12. Металічний стан речовини, металічний зв'язок. 13. Міжчастинкова взаємодія у речовині, її різновиди. 14. Водневий зв'язок. 15. Донорно–акцепторна взаємодія.

Список рекомендованої літератури

1. Голуб А. М. Загальна та неорганічна хімія: В 2 ч. / А. М. Голуб. – К.: Вища шк., 1971. – 442 с.
2. Григор'єва В. В. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич. – К.: Вища шк., 1991. – 431 с.
3. Кириченко В. І. Загальна хімія: Навч. посібн. / В. І. Кириченко. – К.: Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
5. Рейтер Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: Навчальний посібник / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К.: Каравела, 2003. – 344 с.
6. Романова Н. С. Загальна та неорганічна хімія / Н. С. Романова. – К.: Вища шк., 1988. – 432 с.
7. Сиса Л. В. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп'ютерного контролю знань / Л. В.Сиса, В. М.Сомов. – Луцьк: Видав. обл. друкарні, 2006. – 287 с.
8. Степаненко О. М. Загальна та неорганічна хімія. Том І, том ІІ / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер. – Київ: Педагогічна преса, 2002. – 765 с.
9. Телегус В. С. Основи загальної хімії / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінджибало. – Л.: Світ, 2000. – 424 с.
10. Дикерсон Р. Основные законы химии. Том I / Р. Дикерсон, Г. Грей, Дж. Хейт. – М.: Мир, 1982. – 652 с.
11. Дикерсон Р. Основные законы химии. Том II / Р. Дикерсон, Г. Грей, Дж. Хейт. – М.: Мир, 1982. – 620 с.
12. Зайцев О. С. Задачи и вопросы по химии / О. С. Зайцев. – М.: Химия, 1985. – 302 с.
13. Некрасов Б. В. Основы общей химии / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – 519 с.
14. Николаев Л. А. Современная химия / Л. А. Николаев. – М.: Просвещение, 1970. – 544 с.
15. Полинг Л. Общая химия / Л. Полинг. – М.: Мир, 1974. – 846 с.
16. Романцева Л. М. Сборник задач и упражнений по общей химии / Л. М. Романцева, З. Л. Лещинская, В. А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 288 с.
17. Угай Я. А. Общая химия / Я. А. Угай. – М.: Высшая школа, 1984. – 486 с.

Додатки

Таблиця 1

Префікси кратних величин

Префікс кратних величин	Множник, на який домножують одиниці СІ	Позначення		Префікс кратних величин	Множник, на який домножують одиниці СІ	Позначення	
		Укр.	Міжн.			Укр.	Міжн.
Тера	10^{12}	Т	T	Деци	10^{-1}	д	d
Гіга	10^{9}	Г	G	Санти	10^{-2}	с	c
Мега	10^{6}	М	M	Мілі	10^{-3}	м	M
Кіло	10^{3}	к	K	Мікро	10^{-6}	мк	M
Гекто	10^{2}	г	H	Нано	10^{-9}	н	N
Дека	10	да	Da	Піко	10^{-12}	п	P

Таблиця 2

Грецькі назви деяких числівників

Число	Назва	Число	Назва
1	моно–	9	нона–
2	ди–	10	дека–
3	три–	12	додека–
4	тетра–	20	ікоса–
5	пента–	24	дидодека–
6	гекса–	1/2	гемі–
7	гепта–	3/2	сескві–
8	окта–	багато	полі–

Навчально-методична праця

Оксана Мар'янівна Строк,
Ірина Іванівна Мазурець

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Частина І

Методичні вказівки до лабораторних занять

Друкується в авторській редакції