

Київський національний університет імені Тараса Шевченка

ІНСТИТУТ ВИСОКИХ ТЕХНОЛОГІЙ

Кафедра супрамолекулярної хімії

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Лабораторний практикум
для студентів нехімічних спеціальностей

Київ
2020

Затверджено науково-методичною комісією Інституту
високих технологій
Протокол № від 2020 р.).

УДК 546(076.5)

Укладачі: канд. хім. наук Г.П. Грабчук,
канд. хім. наук О.В. Михайленко,
канд. хім. наук С.В. Гринь,
А.Т. Синюгіна

Рецензенти:

Загальна та неорганічна хімія: Лабораторний практикум /
Г.П. Грабчук, О.В. Михайленко, С.В. Гринь, А.Т. Синюгіна. – Київ,
2020.

Лабораторний практикум укладено відповідно до типової програми курсу “Загальна та неорганічна хімія” затвердженої Міністерством освіти і науки України. Практикум містить рекомендації щодо послідовності виконання лабораторних робіт.

Метою лабораторного практикуму є експериментальне розкриття теоретичних положень із загальної та неорганічної хімії та формування навичок науково-дослідної діяльності у студентів не хімічних спеціальностей.

© КНУ ім. Тараса Шевченка, 2020

ВСТУП

Методичні вказівки для самопідготовки і проведення практичних занять із загальної та неорганічної хімії для студентів нехімічних спеціальностей, зміст яких відповідає типовій програмі, затвердженої Міністерством освіти і науки України.

Мета дисципліни – оволодіння теоретичними основами неорганічної хімії та формування навиків проведення хімічних дослідів, необхідних для вивчення інших прикладних хімічних та спеціальних дисциплін.

У результаті вивчення навчальної дисципліни студент повинен:

- **знати:** основні закони і концепції хімії; сучасні уявлення про будову речовини; основні термодинамічні і кінетичні закономірності хімічних процесів; природу процесів утворення розчинів та сутність і кількісну характеристику реакцій, що відбуваються в них (електролітична дисоціація, гідроліз, окисно-відновні процеси, комплексоутворення); властивості біогенних хімічних елементів, сполук та їх роль у живому організмі; особливості будови, властивості сполук та їх роль для живої природи, техніки, суспільства;

- **вміти:** пояснювати і узагальнювати хімічні явища, процеси, реакції, що відбуваються у біосфері, або на яких базуються уявлення і ефекти прикладних дисциплін медичного спрямування; виконувати підготовчі і основні операції під час проведення хімічного експеримента; користуватись сучасним хімічним обладнанням для досліджень якісного і кількісного складу біологічних об'єктів, а також факторів, що на нього впливають; самостійно проводити хімічний експеримент, оформляти його результати у вигляді звіту в лабораторному журналі; виконувати розрахунки за рівняннями хімічних реакцій, статистичну і графічну обробку результатів досліджень, вирішувати розрахункові задачі із застосуванням обчислювальної техніки; знати і вміти користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії.

Основні терміни і поняття за кредитно-модульною системою організації навчального процесу оцінки знань студентів

Кредити, відповідно до системи ECTS, відображають обсяг усіх видів робіт: лекційних, практичних, семінарських та лабораторних занять, консультацій, екзаменів, самостійної роботи студента тощо, тобто базуються на повному навантаженні студента, а не обмежуються лише аудиторними годинами, причому – один кредит відповідає 36 академічним годинам.

Кредитно-модульна система – це модель організації навчального процесу, що ґрунтується на поєднанні двох складових:

модульної технології навчання (залікових одиниць) і охоплює зміст, форми та засоби навчального процесу, спрямованого на підвищення якості знань та вмінь навчальної діяльності студента в процесі як аудиторної, так і самостійної роботи.

Модульна технологія навчання – це одна із сучасних педагогічних технологій, що передбачає модульну (блочну) побудову навчального матеріалу та його засвоєння, послідовного та ґрунтовного опрацювання навчальних модулів, мотивацію навчання та визначення цілей, значну самостійну навчально-пізнавальну діяльність студента, різноманітні форми діагностики рівня його знань та вмінь.

Кредит (залікова одиниця) – це уніфікована одиниця виміру виконання як аудиторної, так і самостійної навчальної роботи (навчального навантаження).

Кредити ECTS є числовим еквівалентом оцінки (від 1 до 60), призначеної для розділів курсу, щоб охарактеризувати навчальне навантаження студента, що вимагається для їх завершення. Вони відображають кількість роботи, якої вимагає кожен блок курсу, відносно загальної кількості, роботи, необхідної для завершення повного року академічного навчання у закладі, тобто: лекції, практична робота, семінари, консультації, виробнича практика, самостійна робота в бібліотеці чи вдома – і екзамени чи інші види діяльності, пов'язані з оцінюванням. ECTS, таким чином, базується на повному навантаженні студента, а не обмежується лише аудиторними годинами.

Кредити ECTS – це скоріше відносне, а не абсолютне мірило навчального навантаження студента. Вони лише визначають, яку частину загального річного навчального навантаження займає один блок курсу в закладі чи факультеті, що призначає кредити.

Заліковий кредит – це завершена, задокументована частина загального обсягу трудомісткості навчання студента, що складається з одного чи кількох змістових модулів, виражена в академічних годинах і кредитах ECTS і підлягає обов'язковому оцінюванню та зарахуванню.

Модуль – це завершена частина освітньо-професійної програми (навчальної дисципліни, практики, державної атестації), що реалізується відповідними видами навчальної діяльності студента (лекції, практичні, лабораторні, семінарські та індивідуальні заняття, самостійна робота, практика, контрольні заходи), тобто, це частина загального обсягу навчальної інформації, споріднена за формами і видами навчальної та науково-дослідної діяльності студента.

Кредитно-модульна система, насамперед, – це певна оцінювальна шкала, комплексний показник успішності. В основі модульно-рейтингової системи лежить накопичення балів за певний період навчання (модуль, семестр, рік) і за різнобічну діяльність. Сума цих оцінок виступає в ролі кількісного показника якості роботи студента порівняно з успіхами його товаришів. Однак, вона відображає не тільки якість знань і вмінь, а й точність у роботі, активність, самостійність, творчість.

Поточний контроль – це оцінювання якості засвоєння студентом навчального матеріалу і здійснюється викладачем у формі усного спілкування зі студентом, письмового, тестового контролю під час проведення лабораторних занять, контрольних робіт, на лекціях для перевірки засвоєння матеріалу студентом і рівня оволодіння вміннями та навичками, а також отримання певної кількості балів.

Підсумковий контроль здійснюється у формі іспиту або заліку під час виконання студентом усіх видів попередніх заходів за навчальною програмою.

Шкала оцінювання знань студентів:

Сума балів на всі форми навчальної діяльності	Оцінка в ECTS	Оцінка за національною шкалою	
		Іспит	Залік
90-100	A	Відмінно (5)	Зараховано
82-89	B	Дуже добре (4)	
74-81	C	Добре (4)	
64-73	D	Задовільно (3)	
60-63	E	Достатньо (3)	
35-59	FX	Незадовільно (2)	Не зараховано
1-34	F	Незадовільно (2) з обов'язковим повторним курсом навчання	Не зараховано

Розділ 1. ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ТА ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Лабораторія неорганічної хімії належить до хімічних лабораторій з підвищеною небезпекою, оскільки в ній одночасно виконуються роботи з використанням горючих, летких та токсичних речовин. Тому **незнання** правил техніки безпеки чи нехтування ними, неухважність чи неакуратність можуть призвести до нещасних випадків: вибухів, пожеж, отруєнь, опіків тощо. Під час роботи з хімічними речовинами неорганічного походження необхідно дотримуватися таких правил поведінки в лабораторії:

1. Всі досліді з леткими, отруйними і неприємно пахнучими речовинами, а також з концентрованими кислотами і лугами проводити лише під витяжною шафою.

2. Особливо обережними необхідно бути під час роботи з легкочаймистими речовинами. Досліді з ними слід виконувати у витяжній шафі подалі від вогню.

3. Категорично забороняється пробувати реактиви на смак.

4. У разі розпізнавання газів за запахом, потрібно нюхати газ тільки здалеку, направляючи його рухом руки від посудини до себе.

5. Під час розбавленні кислот, особливо сірчаної, необхідно доливати їх тонким струменем в холодну воду за одночасного перемішування, оскільки теплота гідратації сприяє інтенсивному розігріванню та розбризкуванню кислоти.

6. Пробірку, в якій нагрівається розчин, а особливо розчин з осадом, тримати отвором в бік від себе і людей.

7. Доливаючи реактиви, не можна нахилитися над посудиною, щоб бризки не потрапили на обличчя та одяг.

8. Не нахилитися над посудиною, в якій нагрівається рідина, тому що під час кипіння може статися розбризкування рідини.

9. Під час роботи постійно слідкувати за тим, щоб реактиви (особливо кислоти і луги) не потрапили на обличчя, руки чи одяг.

10. Через те, що значна кількість речовин має отруйні властивості, необхідно завжди мити руки після закінчення лабораторних робіт.

11. У випадку пожежі, полум'я гасити піском або накинути ковдру (припинення доступу повітря до полум'я). У разі виникнення більшого осередку вогню необхідно користуватись вогнегасником.

Перша допомога у разі нещасних випадків.

У лабораторній аптечці обов'язково мають бути: бинт, вата, йод, зеленка, розчин соди (NaHCO_3), розчин оцтової кислоти, гліцерин, спирт етиловий, розчин таніну, вазелін, насичений розчин борної кислоти, пластир, розчин риванолу.

За обережної роботи та точного виконання правил техніки безпеки усі наведені в цьому практикумі досліди є цілком безпечними. Працівники лабораторії повинні вміти надавати першу медичну допомогу, а у разі нещасного випадку терміново виконати ряд невідкладних заходів у таких основних випадках:

- порізи склом;
- потрапляння на шкіру кислоти, лугу, ароматичних розчинників (толуол, ксилол) тощо;
- потрапляння на слизову оболонку, насамперед очі, лугу чи кислоти та подразнення дихальних шляхів;
- термічні опіки.

За невеликих порізів склом рану змащують водним розчином риванолу (1:500), перев'язують бинтом чи заклеюють пластиром.

У разі потрапляння кислот чи лугів на шкіру або одяг необхідно терміново промити уражене місце великою кількістю води, а потім обробити розчином натрій гідрокарбонату NaHCO_3 – за ураження кислотою, чи розчином CH_3COOH – у разі потрапляння на шкіру лугу.

Ароматичні сполуки за проникнення через шкіру можуть викликати отруєння всього організму, тому з ними необхідно працювати дуже обережно, а у разі контакту з ними – ретельно помити місце контакту милом. За отруєнням бензолом, толуолом, ксилолом тощо терміново випити молоко і промити шлунок.

У разі потрапляння крапель кислоти чи лугу в очі їх одразу слід промити водою, а потім обробити розчином натрій гідрокарбонату NaHCO_3 – за ураження кислотою, чи насиченим розчином борної кислоти – у разі потрапляння лугу. Розчини для промивки очей слід тримати в крапельницях із піпетками чи в маленьких промивалках.

У разі легких термічних опіків ушкоджене місце змащують гліцирином чи прикладають змочену спиртом вату. За більш сильних опіків на уражене місце негайно накладають змочену розчином калій перманганату (KMnO_4), чи розчином таніну вату або марлю, після чого місце опіку змащують вазеліном.

У разі подразнення дихальних шляхів слід вийти на чисте повітря, а за більш складних випадків корисним є вдихання парів слабкого водного розчину аміаку (нашатирного спирту).

До роботи в лабораторії допускаються студенти, які вивчили, засвоїли і успішно здали викладачу правила техніки безпеки, про складання якого ставиться відмітка в журналі із зазначенням дати складання та закріплюється підписом студента і викладача.

Отримавши від викладача завдання на виконання лабораторної роботи, студент зобов'язаний:

1. Уважно вивчити методику проведення роботи.
2. Скласти залік викладачу з теоретичної частини і методики проведення роботи та отримати дозвіл на її виконання.
3. Скласти лабораторну установку (прилад), перевірити її правильність та герметичність усіх з'єднань.
4. Всі необхідні реактиви необхідно отримати у лаборанта.
5. Уважно спостерігати за роботою установки, регулювати параметри процесу на заданому рівні. Категорично **забороняється** залишати працюючу установку чи прилад без нагляду.
6. Підтримувати на робочому місці чистоту й порядок, а після виконання роботи довести до ладу установку та посуд, зробити всі необхідні записи в робочому журналі.

З кожної роботи в журнал заносять такі дані: дата та назва лабораторної роботи; короткі відомості про роботу (хімічні реакції, вихідні та кінцеві речовини, побічні продукти, каталізатор, умови процесу); схема установки (приладу); всі елементи установки нумерують і записують під схемою; хід виконання лабораторної роботи, необхідні розрахунки, інші результати зважування та вимірювання, спостереження тощо; графіки, таблиці та висновки з виконаної роботи.

Розділ 2. ЕКВІВАЛЕНТ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Метою роботи є експериментальне визначення молярної маси еквівалента металу методом витіснення. Зміст роботи полягає у вимірюванні об'єму водню, що витісняється відомою масою металу. Надалі шляхом обчислень визначають молярну масу еквівалента металу M_E . Прилад для досліду показаний на рис.1. Перевірте його герметичність. Для цього добре закріпіть пробки 4 в пробірці 3 і бюретці 2 і перемістіть приєднану лійку 1 вниз так, щоб рівень води в ній був нижчий за рівень води в бюретці.

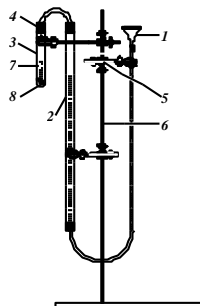


Рис. 1. Прилад для визначення M_E металу

Якщо прилад герметичний, то спочатку рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім буде залишатися постійним. Якщо рівень води продовжує знижуватись, це означає, що прилад не герметичний і його треба загерметизувати.

Зніміть пробірку і встановіть рівень води в бюретці на позначці "0" або трохи нижче. Влийте в пробірку 5 мл розчину хлорводневої кислоти 7. Зважте приблизно 0,030 г цинку на технічних терезах з точністю $\pm 0,01$ г. Помістіть цинк на суху стінку пробірки так, щоб він не торкався кислоти. Щільно закрийте пробірку, слідкуючи за тим, щоб метал не потрапив у HCl. Переконайтеся у герметичності. Після цього, перемішуючи приєднану посудину знизу догори, встановіть рівень води в бюретці і лійці на однаковій позначці біля "0", щоб тиск у середині приладу дорівнював атмосферному. Запишіть в зошит початковий рівень води в бюретці (a_1).

Зіштовхніть метал 8 у HCl. Спостерігайте виділення H_2 і зниження рівня води в бюретці. Після закінчення досліду дайте пробірці охолонути до кімнатної температури і встановіть знову рівень води в бюретці і лійці на тій самій позначці. Запишіть рівень води в бюретці після досліду (a_2). Результати досліду внесіть до лабораторного журналу у такому вигляді:

Параметри досліду

Маса цинку, г

Об'єм водню, що виділився, мл

Абсолютна температура під час досліду, К

Атмосферний тиск під час досліду, мм.рт.ст.

Парціальний тиск водяної пари, мм.рт.ст.

Значення

$m =$

$V = a_1 - a_2 =$

$T = T_0 + t \text{ } ^\circ\text{C} =$

$P =$

$h =$

Розрахунки

1. Доведіть виділений об'єм водню до н.у. за формулою:

$$V_0 = V \frac{T_0(P-h)}{P_0(T_0+t)}$$

2. Розрахуйте молярну масу еквівалента цинку:

$$M_{\text{Епрактичне}} = \frac{m \cdot 11200}{V_0}$$

3. Знайдіть теоретичне значення молярної маси еквівалента цинку $M_{\text{Етеоретичне}}$, виходячи з його молярної маси та валентності.

4. Розрахуйте відносну похибку досліду (ε):

$$\varepsilon = \frac{|M_{\text{Епрактичне}} - M_{\text{Етеоретичне}}|}{M_{\text{Етеоретичне}}} \cdot 100\%$$

Питання і задачі

1. Чому дорівнюють еквіваленти Na, K, Ca, Mg, Al?
2. Які можливі значення еквівалентів алюміній гідроксиду у реакції з хлороводною кислотою? Відповідь підтвердіть відповідними рівняннями хімічних реакцій.
3. Знайдіть молярні маси еквівалентів H_2O , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Na_2SO_4 , AlCl_3 , SrCO_3 ?
4. Чому дорівнює молярний об'єм еквівалента водню, хлору, кисню, азоту за н.у.?
5. Які маси натрію, магнію та кальцію необхідні для одержання 5,6 л водню за н.у.?
6. Після згорання 5 г металу утворилося 9,44 г його оксиду. Знайдіть молярну масу еквівалента металу.
7. Одна й та ж кількість металу сполучається з 0,2 г кисню і з 3,17 г одного з галогенів. Знайдіть молярну масу еквівалента галогену.
8. 8,34 г двовалентного металу окиснюється 0,68 л кисню (н.у.). Знайдіть молярну масу еквівалента металу. Який це метал?
9. 0,376 г алюмінію при взаємодії з кислотою витіснили 0,468 л водню (н.у.). Обчисліть молярний об'єм еквівалента водню, якщо молярна маса еквівалента алюмінію дорівнює 8,99 г/моль.
10. На нейтралізацію 2,45 г кислоти пішло 2 г натрій гідроксиду. Знайдіть молярну масу еквівалента кислоти.

Розділ 3. ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПЕРЕТВОРЕНЬ

Визначення теплового ефекту нейтралізації

Теплотою нейтралізації називають тепловий ефект, який супроводжує нейтралізацію молярної маси еквівалента кислоти (основи) відповідною кількістю основи (кислоти).

При нейтралізації водних розчинів сильних кислот сильними основами завжди виділяється однакова кількість теплоти, рівна 55,9 кДж/моль (закон постійності теплоти нейтралізації).

Згідно з теорією електролітичної дисоціації цей закон постійності теплоти нейтралізації пояснюється тим, що реакція нейтралізації зводиться до взаємодії йонів H^+ з йонами OH^- , в результаті чого утворюються малодисоційовані молекули води. Так, реакцію нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом:



можна представити як реакцію між йонами:



Отже, незалежно від природи кислоти і основи, нейтралізація завжди зводиться до утворення води з йонів.

При нейтралізації слабкої кислоти сильними основами або, навпаки, сильної кислоти слабкою основою тепловий ефект нейтралізації може бути меншим або більшим, ніж 55,9 кДж/моль. Ступінь дисоціації слабких кислот і основ незначний, і процес титрування супроводжується дисоціацією слабкої кислоти (основи) на йони. Процес дисоціації різних електролітів має різний тепловий ефект як за величиною, так і за знаком. Тому реакція нейтралізації слабких кислот (слабких основ) має різну величину теплоти нейтралізації (більше чи менше 55,9 кДж/моль). Для прикладу, тепловий ефект нейтралізації HF калій гідроксидом становить 66,9 кДж/моль, а HCN натрій гідроксидом – 53,9 кДж/моль.

Визначивши експериментально тепловий ефект нейтралізації слабкої кислоти (слабкої основи), згідно з законом Гесса можна розрахувати теплоту дисоціації. Крім цього, вимірюючи кількість теплоти, що виділилась у процесі кислотно-основної взаємодії у системах з нестехіометричним співвідношенням кислоти і основи, за величиною теплоти нейтралізації можна розрахувати кількість кислоти чи основи, що прореагувала.

Експериментальна частина

Прилади та реактиви: магнітна мішалка; хімічна склянка на 800 мл з теплоізоляцією; секундомір; технічні терези; термометр; розчин HCl 0,5 н; NaOH гранульований (попередньо висушений).

Дослід 1. Визначення калориметричної сталості

Дослідження процесу нейтралізації проводять в установці, зображеній на рис.2. Сталу калориметричної установки (K), зображеної на рис.2, можна визначити за відомою теплотою розчинення якої-небудь солі чи лугу, наприклад, за відомою теплотою розчинення натрію гідроксиду – $112,1 \text{ кДж/моль}$.

В склянку 1 наливають 500 мл дистильованої води, включають магнітну мішалку і спостерігають за температурою, значення якої можуть коливатись за рахунок теплообміну з навколишнім середовищем. Відмічають температуру з точністю $0,1 \text{ С}$ кожних півхвилини. З точністю $0,01 \text{ г}$ на технічних вагах зважують 5 г попередньо висушеного гранульованого NaOH . Після стабілізації температури системи, через отвір 5 вносять наважку твердого натрій гідроксиду, продовжуючи відмічати зміну температури з часом.

В результаті розчинення NaOH температура системи зростатиме (екзотермічний тепловий ефект процесу), а стабілізація температури у часі на певній позначці свідчатиме про завершення процесу розчинення. Зміну температури у процесі розчинення NaOH ілюструє рис.3.

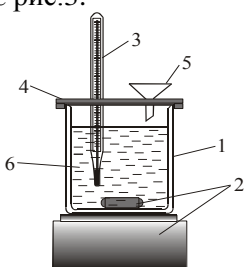


Рис.2. Схема калориметричної установки: 1 – хімічна склянка з теплоізоляцією; 2 – магнітна мішалка; 3 – термометр; 4 – кришка; 5 – отвір для внесення твердих речовин; 6 – дистильована вода

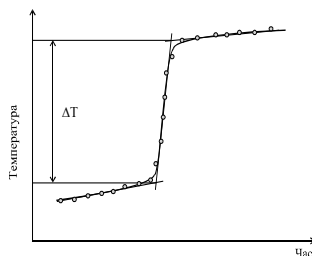


Рис.3. Схематичне зображення часової залежності температури системи у ході екзотермічного процесу

На міліметровому папері будують експериментально одержану залежність “температура – час”: $T = f(t)$, і визначають величину зміни температури ΔT графічним способом, як показано на рис.3. Визначивши ΔT , обчислюють калориметричну сталу за рівнянням:

$$K = \frac{Q_p m}{\Delta T},$$

де Q_p – теплота розчинення гідроксиду натрію (112,1 кДж/моль); m – кількість молів лугу.

Дослід 2. Визначення теплового ефекту нейтралізації

В склянку наливають 500 мл 0,5 н розчину HCl і витримують при кімнатній температурі деякий час. Як і в досліді 1 включають мішалку і спостерігають за температурою, відмічаючи її кожні півхвилини. Після стабілізації температури вносять наважку 5 г гранульованого NaOH (попередньо висушеного), продовжуючи відмічати значення температури з часом до моменту її стабілізації. Графічним способом (рис.3, дослід 1) визначають зміну температури у ході процесу.

Спостережуваний тепловий ефект процесу Q є сумою ефектів розчинення (Q_p) та нейтралізації (Q_n):

$$Q = Q_p + Q_n.$$

Враховуючи це, тепловий ефект нейтралізації обчислюють, виходячи із наступної формули:

$$Q_n = Q - Q_p = \frac{K\Delta T}{m} - Q_p,$$

де K – калориметрична стала; m – кількість NaOH, взятого для нейтралізації; ΔT – сумарна зміна температури за рахунок екзотермічного розчинення та екзотермічного теплового ефекту нейтралізації. Результати досліджень вносять у таблицю 1.

Таблиця 1
Результати калориметричних досліджень нейтралізації

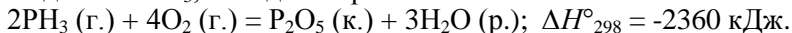
Калориметрична постійна (K , кДж/К)	Кількість взятого лугу (m , моль)	Зміна температури (ΔT , К)	Теплота розчинення лугу (Q_p , кДж/моль)	Теплота нейтралізації (Q_n , кДж/моль)
			112,1	
		Табличне значення Q_n , кДж/моль		55,9
		Відносна похибка, %		

Оформлення протоколу: В протоколі наводять графічні залежності $T = f(t)$, з яких визначають зміну температури при розчиненні натрій гідроксиду та нейтралізації хлоридної кислоти натрій гідроксидом. Проводять розрахунки калориметричної сталої та теплового ефекту нейтралізації, вказуючи розмірності в одиницях СІ. Порівнюють одержане значення теплового ефекту нейтралізації з табличним. Розраховують відносну похибку.

Питання і задачі

1. За сполучення 2,1 г заліза із сіркою виділилось 3,77 кДж. Розрахуйте теплоту утворення сульфїду заліза (II).

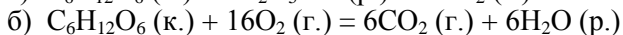
2. Вирахуйте стандартну ентальпію (ΔH°_{298}) утворення газоподібного PH_3 , виходячи з рівняння:



3. За відновлення 12,7 г оксиду міді (II) вугіллям (з утворенням CO) поглинається 8,24 кДж тепла. Визначити ΔH°_{298} утворення CuO .

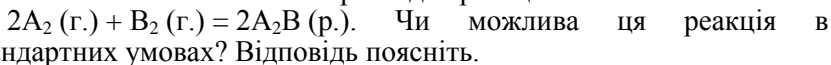
4. Спалені, з утворенням H_2O (г.), однакові об'єми водню і ацетилену, взятих за однакових умов. В якому випадку виділиться більше тепла? У скільки разів?

5. Вирахуйте значення ΔH°_{298} для реакцій, що відбуваються з глянкою в організмі:

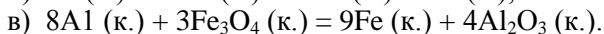
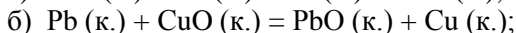
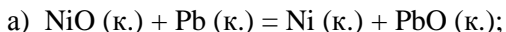


Яка із цих реакцій постачає організму більше енергії?

6. Визначте знак зміни ентропії для реакції:



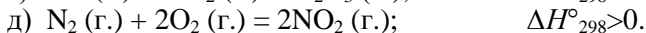
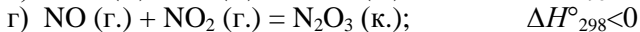
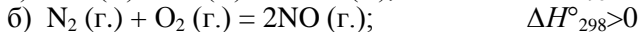
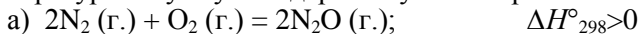
7. Розрахуйте значення ΔG°_{298} наступних реакцій і встановіть, в якому напрямі вони можуть проходити мимовільно за стандартних умов:



8. Визначіть знаки ΔH° , ΔS° і ΔG° для реакції

$\text{AB} (\text{к.}) + \text{B}_2 (\text{г.}) = \text{AB}_3 (\text{к.})$, що проходить за 298 К у прямому напрямку. Як змінюється ΔG° з ростом температури?

9. Вкажіть, які з реакцій утворення оксидів азоту і за яких температур можуть у стандартних умовах протікати мимовільно:



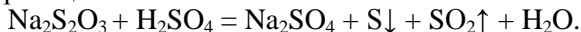
10. Для реакції $2\text{Na} (\text{к.}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{р.}) = 2\text{NaOH} (\text{р.}) + \text{H}_2 (\text{г.})$, $\Delta H^\circ_{298} = -386 \text{ кДж}$ розрахуйте тепловий ефект, якщо 2,4 г металічного натрію прореагують з надлишком води.

Розділ 4. КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Лабораторна робота

Дослід 1. Метою цієї роботи є вивчення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.

Між натрій тіосульфатом $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і сірчаною кислотою відбувається реакція:



Час від початку зливання розчинів (початок реакції) до появи каламуті від утвореної сірки буде характеризувати швидкість хімічної реакції.

У велику пробірку налейте 7,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в меншу пробірку – 2,5 мл розчину H_2SO_4 . Вилийте кислоту в більшу пробірку і відмітьте час появи каламуті.

Зробіть ще два аналогічних досліди, змінюючи концентрацію розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ шляхом розбавлення його водою. Необхідна кількість реактивів вказана у таблиці 2.

Результати спостережень запишіть в таблицю 2 та побудуйте графік залежності швидкості хімічної реакції від концентрації тіосульфату натрію.

На осі абсцис відкладіть концентрації розчинів (об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл), на осі ординат – швидкість реакції. Зробіть висновок про залежність швидкості хімічної реакції від концентрації речовин.

Таблиця 2

№ досліду	Об'єм розчинів, мл			Час, с τ	Швидкість реакції, с^{-1} $V = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4		
1	7,5	—	2,5		
2	5,0	2,5	2,5		
3	2,5	5,0	2,5		

Дослід 2. Метою цієї роботи є вивчення залежності швидкості хімічної реакції від температури.

Налийте у три пробірки по 5 мл 1 н розчину натрій тіосульфату, у три інші пробірки – по 5 мл 2 н сірчаної кислоти і розділіть їх на три пари (по одній пробірці з $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 в кожній парі).

Відмітивши температуру повітря в лабораторії, злийте розчини першої пари пробірок і зафіксуйте час появи каламуті.

Другу пару пробірок помістіть в хімічний стакан з водою і нагрійте їх до температури на 10°C вище кімнатної (температуру

контролюйте термометром, що занурений у пробірку з кислотою). Потім злийте вміст пробірок і визначте час появи каламуті. Те саме зробіть і з третьою парою пробірок, нагріваючи їх до температури на 20°C вище кімнатної. Результати занесіть до таблиці 3.

Таблиця 3

№ досліду	Об'єм розчинів, мл		Температура досліду, t °C	Час, с τ	Швидкість реакції, c^{-1} $V = 1/\tau$
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ SO ₄			
1	5	5			
2	5	5			
3	5	5			

Побудуйте графік, відкладаючи по осі абсцис температуру дослідів, по осі ординат – швидкість реакцій. Зробіть висновок про залежність швидкості хімічних реакцій від температури та розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції.

Дослід 3. Хімічна рівновага.

Реакція між ферум (III) хлоридом і калій тіоціанатом KSCN або амоній тіоціанатом NH₄SCN є оборотною. Розчин забарвлюється у криваво-червоний колір внаслідок утворення слабодисоційованих молекул Fe(SCN)₃.

Інтенсивність забарвлення залежить від концентрації ферум (III) тіоціанату Fe(SCN)₃. Зміщення рівноваги можна спостерігати за зміною інтенсивності забарвлення розчину.

Налийте у пробірку 2 мл 0,001 н розчину FeCl₃, додайте до нього 2 мл 0,001 н розчину NH₄SCN і добре перемішайте. Розлийте одержаний розчин порівну в чотири пробірки. В одну з них додайте 2-3 краплини насиченого розчину FeCl₃, у другу – 2-3 краплини насиченого розчину NH₄SCN, а в третю досипте трохи кристалічного NH₄Cl, добре перемішайте. Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів у першій, другій і третій пробірках із забарвленням розчину у четвертій пробірці. Зробіть висновок про зміщення рівноваги в той чи інший бік за збільшення концентрації різних речовин. Напишіть рівняння константи рівноваги цієї реакції. Поясніть, чому змінюється забарвлення розчинів.

Питання і задачі

1. Як зміниться швидкість реакції $2A + B = A_2B$, якщо концентрацію речовини А збільшити в 2 рази, а концентрацію речовини В зменшити в 2 рази?

2. Через деякий час після початку реакції $3A + B = 2C + D$

концентрації речовин складала: $C_A = 0,03$ моль/л; $C_B = 0,01$ моль/л; $C_C = 0,008$ моль/л. Розрахуйте вихідні концентрації реагуючих речовин А і В.

3. В системі $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів збільшилась швидкість хімічної реакції?

4. Як зміниться швидкість реакції; $2NO (г.) + O_2 (г.) = 2NO_2 (г.)$, якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) зменшити об'єм системи в 3 рази; в) підвищити концентрацію NO в 3 рази?

5. Дві реакції протікають за $25^\circ C$ з однаковою швидкістю. Температурний коефіцієнт швидкості першої реакції дорівнює 2, а другої – 2,5. Знайдіть співвідношення їх швидкостей за $95^\circ C$.

6. За температури $150^\circ C$ деякі реакції закінчуються за 16 хв. Взявши температурний коефіцієнт швидкості реакції рівним 2,5, розрахуйте, через який час закінчується ця реакція, якщо її проводити: а) за температури $200^\circ C$; б) за температури $80^\circ C$.

7. Чи перебігають пряма та зворотна реакції після встановлення рівноваги? Які з наведених факторів: а) зміна тиску; б) зміна температури; в) зміна каталізатора; г) зміна концентрацій реагентів та продуктів приводять до зміни значення константи рівноваги?

8. Константа рівноваги реакції

$FeO (к.) + CO (г.) = Fe (к.) + CO_2 (г.)$ за певної температури дорівнює 0,5. Розрахуйте рівноважні концентрації CO і CO_2 , якщо початкові концентрації цих речовин складала $C_0 (CO) = 0,05$ моль/л; $C_0 (CO_2) = 0,01$ моль/л.

9. Знайдіть константу рівноваги реакції $N_2O_4 = 2NO_2$, якщо початкова концентрація N_2O_4 складала 0,08 моль/л, а в момент настання рівноваги продисоціювало 50% N_2O_4 .

10. Які дії на систему $4HCl (г.) + O_2 (г.) = 2Cl_2 (г.) + 2H_2O (г.)$ приведуть до зміщення рівноваги вліво: а) збільшення концентрації O_2 ; б) збільшення концентрації Cl_2 ; в) підвищення тиску; г) збільшення об'єму реакційної посудини?

11. Для реакцій:

а) $C (к.) + H_2O (г.) = CO (г.) + H_2 (г.)$;

б) $CO_2 (г.) + C (к.) = 2CO (г.)$;

в) $H_2 (г.) + SiO_2 (к.) = H_2O (г.) + Si (к.)$

запишіть вирази константи рівноваги. В якому напрямку і чому зміститься рівновага цих процесів за умов: а) збільшення тиску (для всіх реакцій); б) додавання в систему $C (к.)$ та $CO (г.)$ (реакції а та б); H_2O та Si (реакція в)?

Розділ 5. ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА РОЗЧИНІВ. РОЗЧИНИ НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ

Лабораторна робота

“Силікатний сад”.

Перегородки, проникні для води, але непроникні для розчиненої речовини можна приготувати штучно, використовуючи для цієї мети розчин натрій силікату і солі Fe, Cu, Co, Ni та інших металів.

У стакан налейте 300-400 мл розчину натрій метасилікату ($\omega = 10\%$) і 60 мл HCl (1:3), киньте в розчин крупні кристали хлоридів кобальту, феруму, купрумів і нікелю. Через деякий час у стакані спостерігається ріст різноманітних за формою і забарвленням химерних “рослин”. Поясніть вказане явище, врахуйте, що на поверхні кристалів феруму (купрумів, кобальту та ін.) утворюється тоненька плівка нерозчинного силікату феруму (купрумів, кобальту та ін.). Утворена плівка проникна для молекул води, але непроникна для гідратованих йонів.

Питання і задачі

1. Знайдіть масову частку глюкози в розчині, що містить 280 г води і 40 г глюкози.
2. Яка маса Na_2SO_3 потрібна для приготування 5 л розчину з $\omega = 8\%$ ($\rho = 1,075$ г/мл)?
3. Скільки молів $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потрібно додати до 100 молів води, щоб одержати розчин MgSO_4 з $\omega = 10\%$?
4. В якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8 г CuSO_4 ?
5. Для нейтралізації 30 мл 0,1 н розчину лугу необхідно 12 мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.
6. Знайдіть молярність розчину HCl з $\omega = 36,2\%$, густина якого становить 1,18 г/мл.
7. Який об'єм 6,0 М розчину HCl потрібно взяти для приготування 25 мл 2,5 М розчину HCl?
8. В 1 кг води розчинено 666 г KOH, хустина розчину 1,395 г/мл. Знайти: а) масову частку KOH; б) молярність; в) моляльність; г) молярні частки лугу і води.
9. Розчинність хлорату калію за температури 70°C дорівнює 30,2, а за температури 30°C 10,1 г в 100 г води. Яка маса солі виділиться із насиченого за температури 70°C розчину, якщо його охолодити до 30°C ?
10. Чому дорівнює осмотичний тиск 0,5 М розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ за температури 10°C ?
11. Чому дорівнює тиск насиченої пари над розчином карбаміду

$(\text{NH}_2)_2\text{C}=\text{O}$ за температури 100°C ?

12. На скільки градусів підвищиться температура кипіння води, якщо в 11 г води розчинити 9 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

13. За якої приблизно температури буде кристалізуватись розчин етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, масова частка якого становить 40%?

14. У 100 г води міститься 4,57 г сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Знайти: а) осмотичний тиск за температури 293 К; б) температуру кристалізації розчину; в) температуру кипіння розчину; г) тиск насиченої пари над розчином за температури 293 К. Тиск нашої пари над водою за температури 293 К дорівнює 2,337 кПа (17,53 мм. рт. ст.). Густина розчину вважати рівною густині води.

Розділ 6. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Лабораторна робота

I. Електропровідність розчинів. Опис приладу типу ОХ-6 для демонстрації електропровідності розчинів.

Прилад складається з дерев'яної підставки, попереду якої в заглибленнях розміщені шість приладів Горячкіна (Рис.4). Позаду в кожусі розміщений електричний блок, який складається з двох трансформаторів, випрямляча, баластних опорів.

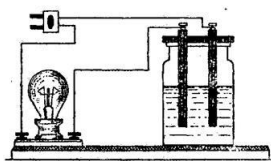


Рис. 4. Прилад для дослідження електропровідності розчинів

На вертикальному боці блока розміщені клєми для приєднання гальванометра. На верхній горизонтальній площині електричного блока закріплена панель з тумблером вмикання мережі, ручкою перемикавання діапазонів електропровідності, ручкою перемикавання розчинів, кнопкою для вмикання гальванометра.

На передній вертикальній стінці підставки закріплені шість рамок для встановлення карток із назвами розчинів чи концентрації.

Демонстраційні досліди.

Дослід 1. Якісна різниця між розчинами електролітів і неелектролітів

Як електроліти, використано розчини однакової концентрації HCl , NaOH , NaCl ; як неелектроліти – етиловий спирт, дистильовану воду, розчин цукру в дистильованій воді. Вказані розчини об'ємом 100 мл поміщено відповідно в посудини № 1, 2, 3, 4, 5 та 6. Заливши розчини, слідкувати за тим, щоб рівень занурення в рідині

вугільних електродів був однаковий, а відстані між електродами в усіх посудинах були незмінними. Всі електроди встановити строго вертикально. До затискачів “гальванометр” ввімкнути де монстраційний гальванометр. Після вмикання тумблера “мережа”, перемикач “електропровідність” встановити в положення “ $1/R=f(c)$ ”. За повороту перемикача “розчин” від положення “1” до “6” і натискання кнопки “вимірювання” в мережу гальванометра вмикати вимірювані розчини. За відхиленням стрілки гальванометра зробити висновок про електропровідність і можливість дисоціації вказаних речовин. Скласти рівняння дисоціації електролітів.

Дослід 2. Розподіл електролітів на сильні та слабкі

Як сильний електроліт взяти 100 мл 1 М розчину NaCl, а як слабкий – однаковий об’єм розчину CH_3COOH тієї ж концентрації. Вказані розчини залити відповідно в посудини № 1 та № 2. Після вмикання приладу в мережу перемикач “розчини” встановити в положення “1”, а “електропровідність” – в положення “10-2-10-1”. За натискання кнопки “вимірювання” стрілка гальванометра покаже значне відхилення, реєструючи високу електропровідність сильного електроліту.

За встановлення перемикача “розчин” в положення “2” стрілка гальванометра покаже незначне відхилення, фіксуючи досить низьку електропровідність слабого електроліту. Пояснити причину різної електропровідності досліджуваних розчинів.

Дослід 3. Залежність електропровідності розчинів слабких електролітів від їх концентрації

Як слабкий електроліт налити в посудини приладу по 100 мл розчинів оцтової кислоти різної масової концентрації. У першу посудину – концентрований розчин, у другу – $\omega = 80\%$, третю – $\omega = 20\%$, четверту – $\omega = 5\%$, п’яту – $\omega = 3\%$ і в шосту – $\omega = 1\%$. Перемикач “електропровідність” поставити в положення “ $1/R = f(c)$ ”. За повороту перемикача “розчин” від положення “1” до “6” і натискання кнопки “вимірювання” в мережу гальванометра вмикаються розчини CH_3COOH різної концентрації. Слідкувати за відхиленням стрілки гальванометра. Чим пояснюється різниця в електропровідності розчинів CH_3COOH різної концентрації?

II. Загальні властивості електролітів

Дослід 1. Порівняння хімічної активності сильних і слабких електролітів

1а. У дві пробірки налити по 5 мл 0,1 М розчинів HCl і

CH_3COOH . Опустити в кожну з них по шматочку цинку. Який газ виділяється в пробірках? В якій кислоті процес відбувається енергійніше? Дати пояснення цьому явищу, користуючись даними про ступінь дисоціації кислот в їх 0,1 М розчинах.

1б. У дві пробірки налити розчин CaCl_2 . В одну з них додати 2 М розчин NaOH , в іншу – розчин NH_4OH ; вказані розчини не повинні містити карбонатів. Що спостерігається? Пояснити причину різної дії основ на CaCl_2 ? До дослідів 1а і 1б написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному виглядах.

Дослід 2. Іонні реакції в розчинах електролітів.

2а. Утворення осаду. В три пробірки налити 1-2 мл розчину BaCl_2 і додати в першу – Na_2SO_4 , в другу – H_2SO_4 в третю – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Спостерігайте появу однакового осаду. Що можна сказати про суть реакцій у виконаному досліді?

2б. Утворення малодисоційованої сполуки. Налити в пробірку 1 мл розчину CH_3COONa і додати стільки ж розчину HCl . Визначити за запахом, яка речовина утворюється.

2в. Утворення газу. Налити у пробірку 1 мл розчину NH_4Cl і стільки ж лугу. Обережно нагріти пробірку. Визначити за запахом, яка речовина утворюється.

До дослідів 2а, 2б і 2в написати рівняння реакцій в молекулярному, іонному виглядах.

Дослід 3. Добуток розчинності

3а. У дві пробірки налити невеликий об'єм 0,005 М розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Додати рівний об'єм 0,05 М розчинів KCl і KI . В якій з пробірок випаде осад?

3б. В одну пробірку налити розчину FeSO_4 , у другу – розчин CuSO_4 і додати в кожну з них $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Злити розчин з одержаних осадів і додати до них невеликий об'єм HCl . Який з осадів розчинився?

До дослідів 3а і 3б скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному виглядах; пояснити різницю в утворенні та розчиненні осадів, використовуючи значення добутоків розчинності.

Дослід 4. Зміщення іонної рівноваги.

4а. У дві пробірки налити по 1-2 мл 0,1 М розчину NH_4OH і 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Потім в одну із пробірок ввести кілька кристалів NH_4Cl . Струснути пробірку декілька разів. Спостерігати послаблення інтенсивності забарвлення розчину.

4б. У дві пробірки налити 1-2 мл 0,1 М розчину CH_3COOH ,

додати 1-2 краплини розчину метилового оранжевого. Потім в одну із пробірок ввести кілька кристалів CH_3COONa . Струснути пробірку декілька разів. Спостерігати зміну забарвлення розчину.

Пояснити причину зміни забарвлення розчинів в дослідах 4а і 4б, застосовуючи поняття зміщення іонної рівноваги від введення однойменного іона.

Питання і задачі

1. Розчин, що складається з 2,1 г КОН та 250 г води, замерзає за $-0,519^\circ\text{C}$. Знайти ізотонічний коефіцієнт для цього розчину.
2. За 0°C осмотичний тиск 0,1 н розчину карбонату калію дорівнює 272,6 кПа. Визначити уявний ступінь дисоціації K_2CO_3 в розчині.
3. В 1 л 0,01 М розчину оцтової кислоти міститься $6,26 \cdot 10^{21}$ її молекул та іонів. Визначити ступінь дисоціації цього розчину.
4. Розчинність CaCO_3 при 35°C дорівнює $6,9 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вирахувати добуток розчинності цієї солі.
5. Чи утвориться осад хлориду свинцю (II), якщо до 0,1 н розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ додати рівний об'єм 0,4 н розчину NaCl ?

Розділ 7. РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Лабораторна робота

Водневий показник рН. Гідроліз солей.

Дослід 1. Експериментальне визначення рН розчину

1а. В чотири пробірки налити по 1 мл розчинів CH_3COOH , HCl , NaOH і дистильованої води. Визначити рН розчинів індикаторним папером.

1б. Визначити рН даних розчинів за допомогою рН-метра.

Дослід 2. Дослідження реакції розчинів солей.

В окремі пробірки налити по 1-2 мл розчинів NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2CO_3 , За допомогою індикатора лакмусу визначити рН середовища. Скласти рівняння гідролізу солей в молекулярній та іонній формах.

Дослід 3. Зміщення оборотного процесу гідролізу.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину SbCl_3 , далі, збовтуючи, по краплинах додати дистильовану воду; спостерігати утворення дигідроксохлориду стибію $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ у вигляді білого осаду.

Додати в пробірку з одержаним осадом 1-2 краплини концентрованої HCl . Що спостерігається? Пояснити чому?

Дослід 4. Повний гідроліз.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину солі алюмінію і додати стільки ж розчину Na_2CO_3 . Спостерігати утворення білого осаду і виділення бульбашок газу. Скласти рівняння:

- а) реакції обміну вихідних солей;
- б) гідролізу одного із продуктів цієї реакції.

Питання і задачі

1. Які з наведених нижче солей гідролізуються: NaCN , KNO_3 , KCl , NaNO_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, CaCl_2 . Скласти рівняння гідролізу в іонно-молекулярній формі і показати реакцію середовища.

2. Розрахувати константу гідролізу хлориду амонію, визначити ступінь гідролізу цієї солі в 0,01 М розчині і рН розчину ($K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

3. Визначити рН 0,02 н розчину Na_2CO_3 , враховуючи тільки перший ступінь гідролізу ($K_{1\text{H}_2\text{CO}_3} = 4,5 \cdot 10^{-7}$; $K_{2\text{H}_2\text{CO}_3} = 84,7 \cdot 10^{-11}$).

4. Порівняйте ступінь гідролізу солі і рН середовища в 0,1 М і 0,01 М розчинах KCN ($K_{\text{KCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$).

Розділ 8. БУФЕРНІ РОЗЧИННИ

Лабораторна робота

Дослід 1. Приготування буферних розчинів.

Приготувати 4 мл ацетатного буферного розчину ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$) і стільки ж аміачного буферного розчину ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) з концентрацією компонентів 0,1 моль/л. Визначити рН приготовлених розчинів. Потім в окремих пробах визначити рН кожного розчину і порівняти з розрахунками.

Дослід 2. Буферна дія.

У дві пробірки налити по 1 мл приготовленого ацетатного буферу. У першу пробірку додати 1 краплину 1 М розчину HCl , в другу – 1 краплину 1 М розчину NaOH і кожний розчин добре перемішати скляною паличкою. Визначити рН розчинів. Який висновок впливає з цього досліджу? Зробити аналогічний дослід з аміачним буферним розчином.

Дослід 3. Вплив розбавлення на рН буферного розчину

Помістити у пробірку 4 краплини приготовленого ацетатного буферного розчину і розбавити вміст пробірки у 25 разів (добавити приблизно 5 мл дистильованої води). Визначити рН цього розчину і порівняти його з початковим. Одержаний розчин розбавити ще в 10 разів і знову визначити рН. Чи змінилось його значення?

Дослід 4. Втрата буферної дії.

Налити у 4 пробірки по 0,5 мл раніше приготовленого аміачного

буферу, потім додати 1 М розчин HCl: в 1-шу – 1, в 2-гу – 2, в 3-тю – 3, в 4-ту – 4 краплі і визначити рН кожного розчину. За одержаними даними побудувати графік в координатах “Концентрація кислоти – рН буферного розчину”. Замість концентрації кислоти можна взяти її об’єм (1 крапля складає ~0,05 мл). За якої концентрації розчину HCl припиняється дія буферного розчину? Одержані дані занести в табл. 4.

Таблиця 4

Склад буферного розчину	Значення рН					
	HCl, мл		NaOH, мл		розбавлення	
	0,05	0,2	0,05	0,2	в 25	в 250

Питання і задачі

1. Визначити концентрацію іонів водню і рН розчину, в 1 л якого міститься 23 г мурашиної кислоти HCOOH і 126 г її солі HCOONH₄.

2. До 2 л 0,1 М розчину CH₃COOH додали 50 г CH₃COONa. Визначити рН розчину.

3. Яку масу CH₃COONa необхідно додати до 2 М розчину CH₃COOH, щоб концентрація іонів H⁺ в цьому розчині дорівнювала $3,72 \cdot 10^{-4}$ моль/л?

4. Який об’єм 2 М розчину CH₃COONa необхідно додати до 200 мл 1 М розчину CH₃COOH, щоб рН буферного розчину дорівнював 4?

Розділ 9. КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ, ЇХ ОДЕРЖАННЯ І ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ

Лабораторна робота “Одержання координаційних сполук”

Дослід 1а. У пробірку налити 1-2 мл розчину сульфату міді (II) і додати надлишок NH₄OH до розчинення утвореного осаду гідроксосульфату міді (II). Написати рівняння обох протікаючих етапів і сумарної реакції в молекулярному та іонному виглядах; відмітити забарвлення продуктів.

1б. У фарфоровій чашці нагріти кристалогідрати CoC₁₂·6H₂O, CuSO₄·5H₂O, CrCl₃·6H₂O. Відмітити забарвлення безводних солей. Після охолодження додати воду; зміна забарвлення свідчить про утворення аквакомплексів.

Якого типу координаційні сполуки утворяться в досліді 1а і 1б?

Дати назву, характеристику, записати рівняння дисоціації і вираз константи нестійкості для кожної із вказаних сполук.

Дослід 2а. У пробірку налити 1-2 мл розчину нітрату ртуті (II) і додати надлишок KI до розчинення утвореного осаду йодиду ртуті (II). Написати рівняння обох етапів і сумарної реакції в молекулярному іонному виглядах; відмітити забарвлення продуктів.

2б. До розчинів солей Zn^{2+} , Al^{3+} , Sn^{2+} , Pb^{2+} додати розчин лугу. Утворені осад розчинити у надлишку реактиву. Що при цьому відбувається?

Якого типу координаційні сполуки утворюються в досліді 2а і 2б? Дати назву, характеристику, записати рівняння дисоціації і вираз константи нестійкості для кожної з координаційних сполук.

Зміщення рівноваги комплексоутворення

Дослід 3а. Налити у пробірку 1-2 мл розчину $CoCl_2$ і додати до нього краплинами концентрований розчин NH_4SCN чи $KSCN$. Спостерігати зміну забарвлення внаслідок утворення комплексного іону. Розбавляючи одержаний розчин водою, спостерігати відновлення рожевого забарвлення.

3б. Налити у пробірку 1-2 мл концентрованого розчину $CuCl_2$ і потім краплинами додати воду. Спостерігати послаблення, а потім зникнення зеленого забарвлення і появу синього.

Пояснити явища, що відбуваються в досліді 3а і 3б на основі рівнянь дисоціації комплексних іонів та поняття стійкості.

Первинна і вторинна дисоціація координаційних сполук

Дослід 4а. Довести наявність іонів NH_4^+ , Fe^{3+} , SO_4^{2-} в розчині залізо-амонійних квасців $NH_4Fe(SO_4)_2$, провівши для них характерні реакції за допомогою розчинів лугу, $KSCN$ і $BaCl_2$. Написати іонні рівняння реакцій.

4б. До розчину $K_3[Fe(CN)_6]$ додати розчин тіоціанату. Чи з'явиться криваво-червоне забарвлення?

Висновки в досліді 4а і 4б зробити на основі рівнянь електролітичної дисоціації залізо-амонійного галуноу і гексаціаноферату (III) калію. Чи відбувається дисоціація комплексного іону до кінця?

Координаційні сполуки в обмінних і окисно-відновних реакціях.

Дослід 5а. До розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ додати краплинами розчин $FeCl_3$. Що відбувається? Написати рівняння реакції в молекулярному та іонному виглядах.

5б. Розчин $KMnO_4$ підкислити декількома краплинами сірчаної

кислоти і додати розчин $K_4[Fe(CN)_6]$ до знебарвлення розчину. Написати рівняння реакції, застосовуючи електронно-іонний метод.

Питання і вправи

1. Дайте назви таким координаційним сполукам: $[Pd(OH)_2(NH_3)_2Cl]Cl$, $K_4[HfF_6]$, $[Cu(NH_3)](NO_3)_2$, $[Co(NH_3)_5SO_4]NO_3$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $(NH_4)_3[PdCl_6]$, $K_2[Cu(CN)_4]$.

2. Одержання координаційних сполук. Записати рівняння реакцій одержання:

а) сполук катіонного типу $CuSO_4 + NH_4OH =$; $AgCl + NH_4OH =$;
надл. надл.

б) сполук аніонного типу $Hg(NO_3)_2 + KI =$; $AgNO_3 + KCN =$.
надл. надл.

Розділ 10. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

Лабораторна робота

Дослід 1. Відновлення іонів міді металічним залізом.

У пробірку налити 1 мл розчину $CuSO_4$ і опустити в неї на декілька хвилин залізний цвях, поверхня якого очищена наждачним папером. Що відбувається? Скласти рівняння реакції в молекулярній та іонно-електронній формах. Розрахувати ЕРС ОВР.

Дослід 2. Окиснення йодид-іонів хлорною водою.

Налити у пробірку 0,5 мл розчину KI . Краплинами додати свіжо-приготовлену хлорну воду. Що відбувається? Розбавити вміст пробірки водою до утворення слабо жовтого забарвлення.

Розчин розлити у дві пробірки. В одну з них додати декілька краплин розчину крохмалю, у другу – декілька краплин бензолу. Що спостерігається? Скласти рівняння реакцій між KI і Cl_2 в молекулярній та іонно-електронній формах, Чому реакція можлива? Розрахувати ЕРС ОВР.

Дослід 3. Окиснення іонів Fe^{2+} перманганат-іонами

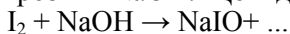
У пробірку налити 0,5 мл розчину перманганату калію і стільки ж 2 н H_2SO_4 . Краплинами додавати свіжоприготовлений $FeSO_4$ до повного знебарвлення розчину. Скласти рівняння реакції в молекулярній та іонно-електронній формах. Чому реакція можлива? Розрахувати ЕРС ОВР.

Дослід 4. Окиснення пероксидом водню сульфідів свинцю (II) в сульфат свинцю (II).

Налити у пробірку 0,5 мл $Pb(NO_3)_2$, 0,5 мл розчину $(NH_4)_2S$ і краплинами H_2O_2 до перетворення чорного осаду в білий. Скласти рівняння реакції в молекулярній та іонно-електронній формах.

Дослід 5. Реакція диспропорціонування йоду

У пробірку помістити 0,5 мл розчину йоду. Краплями додати 2 М розчин NaOH. Що відбувається? Дописати рівняння реакції:

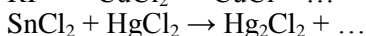
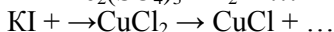
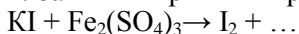


Одержаний розчин підкислити 2 н H₂SO₄. Що відбувається? Дописати рівняння реакції:

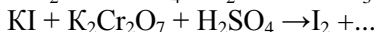
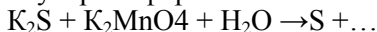


Питання і задачі

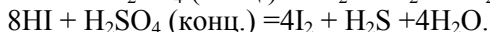
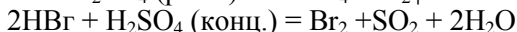
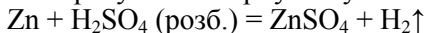
1. Закінчити рівняння реакцій:



2. Закінчити рівняння реакцій, написати рівняння в іонно-молекулярній формі:



3. Вирахуйте молярну масу еквівалента H₂SO₄ у таких реакціях:



4. Яку масу сульфату заліза (II) можна окиснити в кислому середовищі за допомогою 20 мл 0,1 н розчину перманганату калію?

5. Залізна пластинка занурена в розчин . Через деякий час маса пластинки збільшилась на 2 г. Знайти масу виділеної з розчину міді.

6. В якому напрямі будуть переміщуватись електрони в зовнішньому ланцюзі наступних гальванічних елементів: а) Mg|Mg²⁺||Pb²⁺|Pb; б) Pb|Pb²⁺||Cu²⁺|Cu, якщо всі розчини електролітів одномолярні? Який метал буде розчинятись в кожному з цих випадків?

7. ЕРС гальванічного елемента, що складається із мідного та свинцевого електродів, занурених в 1 М розчини солей цих металів, дорівнює 0,47 В. Чи зміниться ЕРС, якщо взяти 0,001 М розчини? Відповідь пояснити.

Розділ 11. ЕЛЕМЕНТИ VA-ГРУПИ. АЗОТ І ФОСФОР, НАЙВАЖЛИВІШІ СПОЛУКИ

Лабораторна робота

Дослід 1. Добування і властивості азоту.

Помістити в пробірку ложечку подрібненого NaNO_2 , додати 4-5 мл насиченого розчину NH_4Cl і обережно нагріти. Через 2-3 хв від початку реакції опустити у пробірку палаючу скалку. Що з нею відбувається? Написати рівняння реакції добування азоту.

Дослід 2. Добування і властивості аміаку.

Помістити у пробірку ложечку суміші NH_4Cl і $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Суміш нагріти і обережно понюхати газ, що виділяється. Потримати над отвором пробірки вологий лакмусовий папірець. Що відбувається?

Змочити скляну паличку концентрованою HCl і піднести до отвору пробірки. Що відбувається? Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Окисні властивості азотної кислоти.

3а. Помістити у пробірку небагато дрібних стружок міді і додати 1 мл концентрованої азотної кислоти. Реакція відбувається з виділенням бурого газу – оксиду азоту (IV) та зміною забарвлення розчину. Написати рівняння реакції, коефіцієнти підтвердити на основі електронних рівнянь.

3б. Попередній дослід повторити, замінивши концентровану азотну кислоту розбавленою. Виділяється безбарвний газ – оксид азоту (II), який буріє під час взаємодії з киснем повітря. Якщо реакція проходить повільно, підігріти розчин. Написати рівняння реакцій.

Дослід 4. Окисні властивості нітратів.

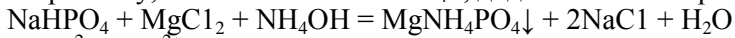
(Дослід проводити у витяжній шафі!) Суху пробірку закріпити вертикально у затискачі штативу і всипати 1-2 г селітри (KNO_3 або NaNO_3). Під пробірку помістити пальник і, обережно нагріваючи, розплавляти сіль. Коли сіль розплавиться і почнуть виділятися бульбашки газу, взяти щипцями маленький шматочок вугілля, підпалити його і внести в пробірку. Одразу ж відставити пальник. Коли майже все вугілля згорить, внести у пробірку шматочок сірки. В обох реакціях KNO_3 і NaNO_3 перетворюються відповідно в KNO_2 і NaNO_2 . Дослід проводити обережно, бо під час горіння вугілля і сірки може відбутися розбризування розплавленої солі. Написати рівняння реакцій горіння вугілля і сірки у розплавленій селітрі.

Дослід 5. Якісні реакції на гідроортофосфат-іон.

5а. Дія магnezіальної суміші ($\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$).

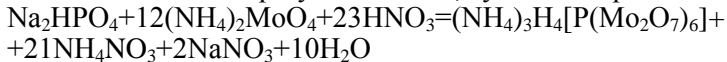
За дії магnezіальної суміші на розчини, що містять іони HPO_4^{2-} утворюється білий кристалічний осад подвійної солі MgNH_4PO_4 . До

2-3 мл розчину, який містить іон HPO_4^{2-} , додати стільки ж реактиву:



56. Дія молібдату амонію (розчин $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ у HNO_3 (конц.)).

За дії $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ у присутності HNO_3 на іон HPO_4^{2-} утворюється жовтий кристалічний осад комплексної солі. До 2-3 мл розчину $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ у присутності HNO_3 долити 0,5-1,0 мл розчину Na_2HPO_4 . Якщо осад одразу не випадає, суміш підігріти:

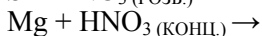
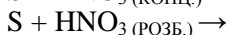
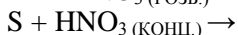
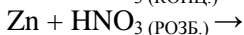
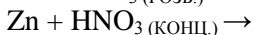
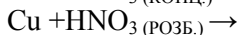
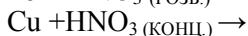
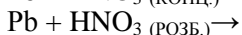
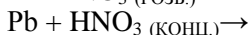
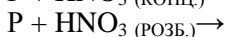
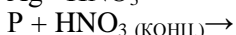
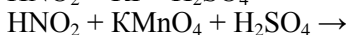
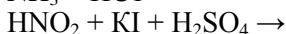
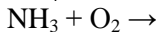
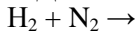


Дослід 6. Добування ортофосфатів кальцію.

В одну пробірку налити розчин Na_3PO_4 , у другу стільки ж Na_2HPO_4 і у третю стільки ж NaH_2PO_4 ; потім у кожну з них додати однакові об'єми хлориду кальцію. У перших двох пробірках випадають білі осади. Написати рівняння реакцій.

Питання і задачі

1. Дописати рівняння реакцій:



2. Який об'єм 0,1 М розчину NaOH необхідний для нейтралізації H_3PO_4 , отриманої із 0,31 г $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, до гідрофосфату натрію?

3. Яка маса фосфориту знадобиться для одержання 1 кг фосфору, якщо вихід його складає 90% від теоретично можливого?

Розділ 12. ЕЛЕМЕНТИ VI А-ГРУПИ. СІРКА ТА ЇЇ НАЙВАЖЛИВІШІ СПОЛУКИ

Лабораторна робота

Газоподібні сполуки сірки отруйні, тому всі досліди з ними треба проводити тільки у витяжній шафі. Під час роботи з концентрованою сірчаною кислотою остерігайтесь попадання її на обличчя, руки, одяг.

Дослід 1. Відновні властивості сульфідів.

До 2-3 мл розчину $K_2Cr_2O_7$ додати декілька крапель розбавленої H_2SO_4 , а потім 2-3 мл розчину Na_2S . Що при цьому відбувається?

У цій реакції Cr^{+6} відновлюється до Cr^{+3} , а S^{-2} окиснюється до вільної сірки. Написати рівняння реакції.

Дослід 2. Одержання оксиду сірки (IV) і сірчистої кислоти.

Зібрати прилад для добування оксиду сірки (IV). У колбу Вюрца насипати 2-3 г кристалічного Na_2SO_3 , поступово із крапельної лійки доливати сірчану кислоту ($\omega = 40\%$). Оксид сірки (IV), що виділяється, пропустити у колбочку з водою. Написати рівняння реакцій утворення оксиду сірки (IV) і сірчистої кислоти. Одержаний розчин залишити для наступних дослідів.

Дослід 3. Окисно-відновні властивості сірчистої кислоти.

3а. До 1-2 мл H_2SO_3 додати декілька крапель розбавленої H_2SO_4 і 1-2 мл $K_2Cr_2O_7$. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

3б. До 1-2 мл H_2SO_3 додати рівний об'єм прозорої сірководневої води. Скласти рівняння реакцій і пояснити, чому помутніє розчин.

Дослід 4. Окисні властивості сірчаної кислоти. Обвуглювання органічних речовин сірчаною кислотою.

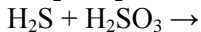
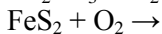
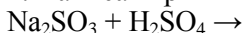
4а. Вмочити скляну паличку в концентровану сірчану кислоту, написати на папері її формулу. В результаті обвуглювання паперу сірчаною кислотою напис почорніє. Пояснити чому?

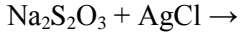
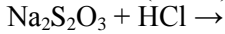
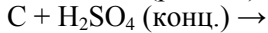
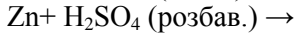
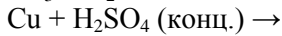
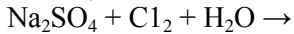
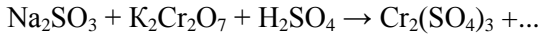
4б. В хімічний стакан місткістю 30-50 мл насипати 1-2 чайні ложки цукру і змочити його концентрованою H_2SO_4 . Що відбувається? Скласти рівняння реакція.

У висновках до роботи написати, які окисно-відновні властивості може виявляти сірка у ступенях окиснення -2, +4, +6 і чому?

Питання і задачі

1. Написати рівняння реакцій:





2. За взаємодії розчину сірчаної кислоти масою 16 г з надлишком розчину хлориду барію утворився осад масою 5,7 г. Визначити масову частку сірчаної кислоти у вихідному розчині.

3. Який об'єм сірководню (н.у.) треба розчинити у воді масою 300 г, щоб одержати розчин сірководневої кислоти з масовою часткою H_2S 1,2% ?

4. Яку масу сірчаної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 70% можна одержати із 200 кг піриту, що містить 10% сторонніх домішок, якщо вихід сірчаної кислоти становить 80%?

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Карнаухов О.І., Мельничук Д.О., Чеботько К.О., Копілевич В.А. Загальна та біонеорганічна хімія. – К.: Фенікс, 2005. – 578 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.О., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Педагогічна преса, 2002. – 518 с.
3. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища шк, 1991. – 431 с.
4. Егоров А. Общая и неорганическая химия. – Ростов н/Д.: Феникс, 1997. – 637 с.
5. Луцевич Д.Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. - К.: Вища школа, 1997. – 240 с.
6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 480 с.
7. Скопенко В.В., Савранський Л.І. Координаційна хімія. –К.: Либідь. 1997. – 336 с.
8. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.. Еыш. шк., 1988.- 640с.
9. Глінка Н.Л. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1982. – 603с,
10. Глінка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272с.
11. Князев Д.А., Смартыгин С.Н. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1990. – 430с.
12. Платонов Ф.П., Дейкова З.Е. Практикум по неорганической химии. М.: Высш. шк., 1985. – 255с.
13. Хомченко Г.П., Цитович И.К. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1987. – 464 с.
14. Хомченко Г.П. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода. – М.: Высш. шк., 1980. – 333 с.
15. Рабинович В.А., Хавин В.Я. Краткий химический справочник. – Л.:Химия, 1991. – 432 с.

ЗМІСТ

Вступ.....	
Розділ 1. Техніка безпеки та правила роботи в лабораторії.....	
Розділ 2. Еквівалент. Закон еквівалентів.....	
Розділ 3. Енергетика хімічних перетворень. Визначення теплого ефекту нейтралізації.....	
Розділ 4. Кінетика хімічних реакцій	
Розділ 5. Загальна характеристика розчинів. Розчини неелектролітів	
Розділ 6. Властивості розчинів електролітів.....	
Розділ 7. Рівноваги в розчинах слабких електролітів.....	
Розділ 8. Буферні розчини	
Розділ 9. Координаційні сполуки, їх одержання і вивчення властивостей.....	
Розділ 10. Окисно-відновні реакції (ОВР).....	
Розділ 11. Елементи VA-групи. Азот і фосфор, найважливіші сполуки	
Розділ 12. Елементи VI A-групи. Сірка і її найважливіші сполуки.....	
Список рекомендованої літератури.....	

Навчально-методичне видання

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Лабораторний практикум
для студентів нехімічних спеціальностей

Грабчук Галина Петрівна
Михайленко Олексій Володимирович
Гринь Світлана Валеріївна
Синюгіна Агнеса Тарасівна

Редактор
Комп'ютерна верстка

Здано до склад. Підп. до друку
Формат Ум. друк. арк. Тираж 100