

Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії, екології та фармації
Кафедра хімії та технологій

**О. М. Строк, І. А. Іващенко,
І. І. Петрусь**

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних занять

Луцьк – 2020

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою Волинського національного університету імені Лесі Українки
(протокол № 2 від 21 жовтня 2020 р.)*

Рецензенти:

Лавринюк З. В., кандидат хімічних наук, доцент кафедри екології та охорони навколишнього середовища Волинського національного університету імені Лесі Українки;

Шемет В. Я., кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства Луцького національного технічного університету.

О. М. Строк, І. А. Іващенко, І. І. Петрусь

Загальна хімія: Методичні вказівки до лабораторних занять для студ. спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 Хімія, 161 Хімічні технології та інженерія. Видання перше. / Укладачі: Оксана Мар'янівна Строк, Інна Алімівна Іващенко, Ірина Іванівна Петрусь. – Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2020. – 31 с.

Навчально–методичне видання містить тематичний план лабораторного практикуму, перелік питань до кожної теми, детальний опис виконання лабораторного експерименту до кожного заняття, список рекомендованої літератури. Видання перше.

Для студентів I курсу спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 Хімія, 161 Хімічні технології та інженерія; викладачів та лаборантів, які проводять лабораторні заняття.

УДК 54 (072)

© Строк О. М., Іващенко І. А.,
Петрусь І. І., 2020

ЗМІСТ

| | |
|---|----|
| Пояснювальна записка | 4 |
| План проходження лабораторного практикуму | 5 |
| <i>Лабораторна робота № 1. Класи неорганічних сполук</i> | 6 |
| <i>Лабораторна робота № 2. Визначення еквіваленту металу</i> | 8 |
| <i>Лабораторна робота № 3. Визначення молекулярної маси карбон диоксиду</i> | 11 |
| <i>Лабораторна робота № 4. Теплові ефекти хімічних реакцій</i> | 13 |
| <i>Лабораторна робота № 5. Кінетика хімічних реакцій</i> | 16 |
| <i>Лабораторна робота № 6. Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз</i> | 17 |
| <i>Лабораторна робота 7. Фізичні властивості розчинів</i> | 19 |
| <i>Лабораторна робота № 8. Хімічні властивості розчинів</i> | 20 |
| <i>Лабораторна робота № 9. Іонні рівноваги</i> | 23 |
| <i>Лабораторна робота № 10. Електроодні процеси</i> | 26 |
| <i>Лабораторна робота № 11. Окисно-відновні процеси</i> | 27 |
| Список рекомендованої літератури | 29 |
| Додатки | 30 |
| Префікси кратних величин | 30 |
| Грецькі назви деяких числівників | 30 |

Пояснювальна записка

Навчальна дисципліна «Загальна хімія» читається студентам галузей знань – 10 «Природничі науки» та 01 «Освіта», спеціальностей – 014 Середня освіта (Хімія), 102 «Хімія», освітньої програми «Хімія» протягом I-го року навчання в першому семестрі. Згідно з навчальним планом на вивчення дисципліни відводиться 126 аудиторних годин – 46 лекційних, 48 лабораторних та 32 практичних.

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 «Загальна 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 «Загальна хімія» є:

- розвинути у студентів хімічне мислення і діалектичний світогляд;
- домогтись твердого засвоєння основних теорій і законів загальної та неорганічної хімії;
- 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. Роль і місце загальної хімії серед природничих наук, у технологічних процесах, в охороні довкілля.
10. Знати правила поведінки у хімічній лабораторії та правила техніки безпеки при роботі з хімічними речовинами.

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. Користуватись хімічним посудом, приладами, речовинами, дотримуючись правил техніки безпеки при виконанні хімічного експерименту.
6. 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 | 4 |
| 3 | Визначення молекулярної маси карбон діоксиду | 4 |
| 4 | Теплові ефекти хімічних реакцій | 4 |
| 5 | Кінетика хімічних реакцій | 4 |
| 6 | Хімічна рівновага, адсорбція, каталіз | 4 |
| <i>Модульна контрольна робота № 1</i> | | |
| 7 | Фізичні властивості розчинів | 4 |
| 8 | Хімічні властивості розчинів | 4 |
| 9 | Іонні рівноваги | 4 |
| 10 | Електроодні процеси | 4 |
| 11 | Окисно-відновні процеси | 4 |
| 12 | Заключне заняття | 2 |
| <i>Модульна контрольна робота № 2</i> | | |

Лабораторна робота № 1 Класи неорганічних сполук

Питання для підготовки

1. Бінарні сполуки Оксигену. Оксиди, їх класифікація та номенклатура.
2. Гідроксиди, їх класифікація та номенклатура.
6. Кислоти, їх класифікація та номенклатура. Ізополікислоти і гетерополікислоти.
3. Солі, класифікація солей. Номенклатура солей.
4. Комплексні сполуки. Координаційна теорія А. Вернера.
5. Класифікація комплексних сполук за різними ознаками.
6. Складіть рівняння перетворень:

- 6 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaClO}_3$.
- 7 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.
- 8 $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$.
- 9 $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{BaSO}_4$.
- 10 $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 11 $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Br}$.
- 12 $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{AlCl}_3$.
- 13 $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 14 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}$.
- 15 $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow [\text{CuOH}]_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4$.

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°C 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 дослідів і розрахунки

Всі спостереження і розрахунки записати в лабораторний журнал.

| Маса тигля $g_1, \text{Г}$ | Маса тигля з кристалогідратом $g_2, \text{Г}$ | Маса кристалогідрату $g_3 = g_2 - g_1, \text{Г}$ | Маса тигля з безводною сіллю $g_4, \text{Г}$ | Маса води, яка випарувалась $g_5 = g_2 - g_4, \text{Г}$ | Маса безводної солі $g_6 = g_4 - g_1, \text{Г}$ |
|-------------------------------|--|---|---|--|--|
| | | | | | |

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 , одержаний розчиненням мармуру у хлоридній кислоті, 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 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, вносячи в кожен з них по декілька мілілітрів води і по одному мікрошпателю солі. В одну пробірку додати розчин натрій сульфід, в другу – розчин барій хлориду. На присутність яких іонів у розчині подвійної солі вказують ці реакції?

У третю пробірку додати декілька крапель 2 н. розчину їдкою натру і нагріти. Піднести до отвору пробірки універсальний індикаторний 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 сульфід на розчин $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (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 гексаамініколу (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 сульфід. 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 гексаамініколу (II) хлориду. Отриманий розчин розділити у дві пробірки і провести ті ж два дослід, 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. Маса 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 бруто-формули. 14. Графічні формули молекул. 15. Поняття про структурні формули кристалічних речовин.

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 з лійкою і помістити в чашку отриманий у лаборанта шматок металу (масою 0,20,3 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. Колбу закріпити горизонтально у штативі. Внутрішню поверхню горла колби обтерти фільтрувальним папером. 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 дослідів 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 , К | 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:

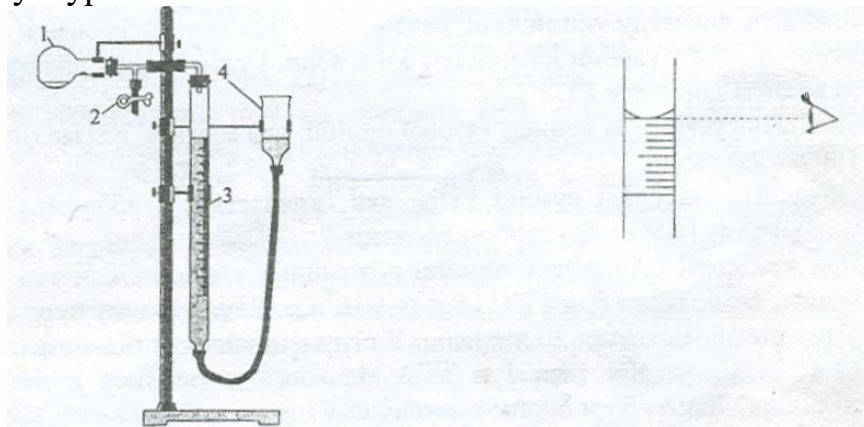
$$P(H_2) \cdot V = \frac{m}{M} \cdot RT$$

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.

3. Розрахувати абсолютну та відносну похибки експерименту:

$$\Delta = |E_{\text{теор}} - E_{\text{експ}}|$$

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

Лабораторна робота № 3 Визначення молекулярної маси карбон діоксиду

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.

Порядок виконання роботи

Сушу 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 діоксидом 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 діоксидом 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 дослідів 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 , °C | Абсолютна температура T , К | Атмосферний тиск P , 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°C 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 $D_{\text{пов}}$ і за воднем D_{H_2} .

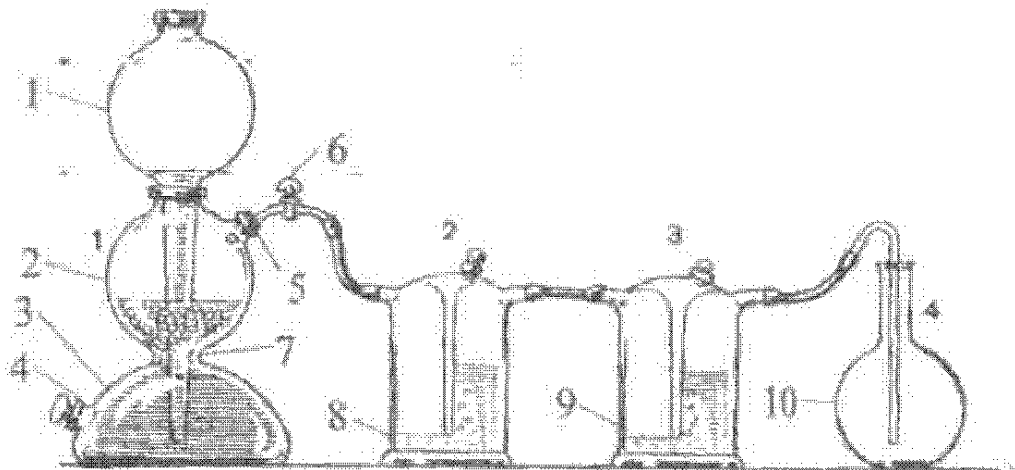
Визначити молекулярну масу CO_2 за рівняннями:

$$M = 29 \cdot D_{\text{пов}} \quad 3.1$$

$$M = 2 \cdot D_{\text{H}_2} \quad 3.2$$

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

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



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:

$$\Delta = |M_{\text{теор}} - M_{\text{експ}}|$$

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

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. Напрявленість 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 напрямку процесу. 15. Співвідношення ентальпійного та ентропійного факторів при визначенні напрямку процесу.

Порядок виконання роботи

Усі досліді 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:

$$Q = (t_k - t_n) \cdot \Sigma c \quad 4.1.$$

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

Теплоємність системи дорівнює $c_1 m_1 + c_2 m_2$, 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:

$$Q = (t_k - t_n) \cdot c_2 m_2 \quad 4.2.$$

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

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

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

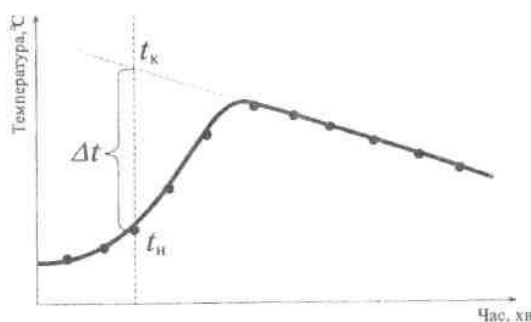
Усі роботи щодо визначення ентальпії хімічних процесів слід проводити в однаковій послідовності.

Помістити в реакційну ємкість вимірний 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_n . 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. 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 хвиликах. Провести екстраполяцію плавного лінійного ходу температури кінцевого періоду до моменту початку реакції (мал. 4). Величина t_k – кінцева температура процесу з урахуванням теплообміну калориметра з оточуючим середовищем. Таким чином визначається необхідна для всіх розрахунків величина.

$$\Delta t = t_k - t_n$$

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 дослідів і розрахунки

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

| Наважка безводної солі, $m_{\text{солі}}$ | Маса води, $m_{\text{води}}$ | Початкова температура, t_n | Кінцева температура, t_k | 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 $\Delta H_{\text{гидр}}$ і розчинення одержаного кристалогідрату ΔH_2 .

За законом Гесса:

$$\Delta H_1 = \Delta H_{\text{гидр}} + \Delta H_2.$$

Отже, $\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_1 - \Delta H_2$

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 дослідів, 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 дослідів.

Таблиця 1

Значення ентальпій гідратації деяких солей

| Формула кристалогідрату | $\Delta H_{\text{гидр}}$, кДж/моль (ккал/моль) |
|--|---|
| $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | -91,2 (-21,8) |
| $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | -95,0 (-22,7) |
| $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | -80,5 (-19,3) |
| $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ | -119,3 (-28,5) |
| $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | -78,67 (-18,7) |
| $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | -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. 5. Порядок реакції. 6. Розмірність константи швидкості хімічної реакції різного порядку. 7. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Емпіричне правило Вант–Гоффа. 8. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. 9. Поняття активних частинок. Розподіл частинок за енергіями. 10. Енергія активації. Енергетичний бар'єр. 11. Зв'язок енергії активації зі зміною ентальпії. 12. Рівняння Ареніуса. 13. Ентропія активації. Стеричний фактор. 14. Механізми хімічних реакцій. 15. Каталізатор та його вплив на швидкість реакції.

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 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ різної концентрації. Для цього в сухі пробірки внести: в першу – 1 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 2 мл води, в другу – 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 1 мл води, в третю – 3 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. У кожній пробірці сумарний об'єм розчину становить 3 мл. Першу і другу пробірки обережно струснути. Розрахувати відносні концентрації розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Дані занести у таблицю.

Приготувати ще три пробірки, у кожна 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 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл | V H_2O , мл | Сумарний V р-ну, мл | Концентрація р-ну $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл | Час появи опалесценції, с | Швидкість реакції, $(1/t, \text{c}^{-1})$ |
|------------|---|-----------------------------|---------------------|--|---------------------------|---|
| 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 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 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 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. 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°C і на 40°C . 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, $^\circ\text{C}$ | Час появи опалесценції, с | Швидкість реакції, $(1/t, \text{c}^{-1})$ |
|----------|-------------------------------|---------------------------|---|
| 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 ($v \sim 1/t$ 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 мармуру. Один з них подрібнити. Одержаний порошок помістити у пробірку. Другий шматочок помістити у пробірку цілим. В обидві пробірки одночасно додати однакову кількість хлоридної кислоти. Відмітити час повного розчинення мармуру 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. Умови необоротності процесу.
2. Стан хімічної рівноваги. Загальмована рівновага. 3. Зв'язок константи рівноваги з константами швидкості. 4. Вплив агрегатного стану реагентів на стан рівноваги. 5. Зв'язок константи рівноваги зі зміною ентальпії – аналог рівняння Арреніуса. 6. Зв'язок K_C із K_p та K_p і K_x . 7. Залежність константи рівноваги від температури. 8. Зв'язок потенціалу Гіббса з константою

рівноваги. 9. Принцип Ле Шательє. 10. Приклади впливу температури і тиску на стан рівноваги. 11. Поняття каталізатора і каталізу. Гомогенний та гетерогенний каталіз. 12. Вплив каталізатора на швидкість реакції. 13. Специфічність каталітичних реакцій. Активність каталізатора. 14. Каталітичні отрути й активатори. Автокаталіз 15. Вплив каталізатора на хімічну рівновагу.

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 дослідів.

Дослід № 2. Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції

Налити у дві пробірки по 1 мл розчину оксалатної кислоти або її солі й підкислити розведеною сульфатною кислотою. Додати в одну з пробірок 0,5 мл розведеного розчину калій перманганату. Кожну наступну порцію (0,5 мл KMnO_4) 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 0,5 мл 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 $\frac{2}{3}$ об'єму пробірки. Розділити отриманий розчин на чотири пробірки. Одну з них зберегти до кінця дослідів 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. Характеристика розчинів за різними ознаками. 3. Концентрація. Способи вираження концентрації розчинів. Правило "павука". 4. Розчинність. Енергетичні ефекти процесів розчинення речовин. 5. Залежність розчинності речовин від температури та тиску. 6. Закон розподілу. 7. Закон Генрі та його наслідок. 8. Фазові рівноваги. Умови рівноваги, правило фаз Гіббса. 9. Діаграма стану системи. Діаграма стану води, її використання. 10. Ідеальні та реальні розчини. 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. Закон осмотичного тиску. 15. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини за колігативними властивостями розчину.

Порядок виконання роботи

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 В'юрца 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 дослідів? Порахувати температуру кипіння розчину за законом Рауля та визначити похибку експерименту.

Дослід № 4. Екстрагування іоду з водного розчину органічним розчинником

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.

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 дослідження промивати електроди дистильованою водою. Під час дослідження 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. 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

Mg²⁺, Al³⁺ і Силіцію? У прямій чи оберненій залежності перебуває посилення кислотних властивостей гідроксидів від збільшення заряду іонів (ступеня окиснення атомів), гідроксиди яких розглядаються? Радіуси іонів Mg²⁺, Al³⁺ і атома Силіцію в ступені окиснення +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 № 3. Порівняння хімічної активності кислот

Налити в пробірку 2–3 мл розчину натрій 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 № 4. Зміщення рівноваги процесу дисоціації слабких електролітів

У дві пробірки внести розчин ацетатної кислоти. У кожен 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 кожен 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 № 5. Забарвлення деяких індикаторів у 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 кожену з пробірок додати декілька крапель метилового оранжевого. Повторити дослід з іншими індикаторами (метилловим червоним, лакмусом, фенолфталеїном).

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

| Індикатор | рН в області переходу | Колір індикатора | | |
|----------------------|-----------------------|----------------------|-------------------------------------|--------------------|
| | | Кислотна форма (HCl) | Нейтральна форма (H ₂ O) | Лужна форма (NaOH) |
| Метилловий оранжевий | | | | |
| Метилловий червоний | | | | |
| Лакмус | | | | |
| Фенолфталеїн | | | | |

Дослід № 6. Буферні розчини

В одну пробірку до половини об'єму налити дистильовану воду, в іншу буферну суміш з рН = 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 луку. 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 луку. Що спостерігається? Пояснити спостережувані явища.

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

Лабораторна робота № 9

Іонні рівноваги

Питання для підготовки

1. Реакції між іонами. Добуток розчинності. 2. Вплив однойменних та різнойменних 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.

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 малорозчинних електролітів. Осадження солей Рb (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 осад аргентум хлориду, аргентум бромиду та аргентум йодиду шляхом взаємодії розчинів відповідних солей з аргентум нітратом. Відзначити забарвлення осадів. До осадів у кожную пробірку додати однакоvu 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 добуток 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 малорозчинних 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 та розвести його водою. Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в інші додати по одному мікрошпателю (або кілька крапель розчину) таких солей: у першу натрій сульфід, 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 сульфід

Налити в пробірку води до 1/3 її об'єму, внести 1–2 мікрошпателі кристалів натрій сульфід. Індикаторним папером визначити рН середовища. На присутність яких іонів вказує рН? За відсутністю запаху сульфур диоксиду пересвідчитись у тому, що в розчині натрій сульфід 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 сульфід. 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. Нагріти пробірку до появи забарвлення. 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

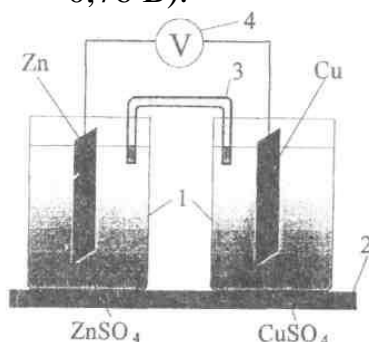
1. Подвійний електричний шар, його виникнення та будова. 2. Рівновага метал – розчин солі металу. Електродний потенціал. 3. Електроди порівняння. Водневий електрод. 4. Електрохімічний ряд металів. його використання. 5. Гальванічний елемент. Виникнення струму. 6. Електрорушійна сила й енергія Гіббса гальванічного 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.

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. ($E^0_{\text{Cu}^{2+},\text{Cu}} = + 0,34 \text{ В}$; $E^0_{\text{Zn}^{2+},\text{Zn}} = - 0,76 \text{ В}$).



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, 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 калій нітрату 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 самоокиснення-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.

Порядок виконання роботи

Дослід № 1. Вплив рН 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 сульфату 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 дві пробірки налити 1–2 мл розчину ферум (III) хлориду. В одну з них додати краплями розчин калій йодиду. Спостерігати забарвлення розчину в бурій колір. Чому забарвлення у пробірці змінилося?

До другої пробірки додати розчин натрій сульфату. Спостерігати помутніння розчину внаслідок утворення сірки. До одержаного розчину додати краплями розчин калій гексаціаноферату (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 солі $Cr(3+)$ 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 сульфату. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

Дослід 6. Напрямок 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.

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 I, том II / 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 | Сантис | 10^{-2} | с | c |
| Мега | 10^6 | М | M | Мілі | 10^{-3} | м | m |
| Кіло | 10^3 | к | k | Мікро | 10^{-6} | мк | μ |
| 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-методичне видання

**Оксана Мар'янівна Строк,
Інна Алімівна Іващенко,
Ірина Іванівна Петрусь**

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних занять

Друкується в авторській редакції