

Міністерство освіти і науки України
Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут»

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ-1.

Загальна хімія

Методичні вказівки

до виконання лабораторних робіт

**(для студентів хіміко-технологічного факультету
спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”)**

Київ
2016

Міністерство освіти і науки України
Національний технічний університет України
«Київський політехнічний інститут»

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ-1.

Загальна хімія

**Методичні вказівки
до виконання лабораторних робіт
(для студентів хіміко-технологічного факультету
спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”)**

Затверджено Вченою радою ХТФ НТУУ “КПІ”

Київ КПІ 2016

Загальна та неорганічна хімія-1. Загальна хімія. Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт (для студентів хіміко-технологічного факультету спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”). / Уклад.: І.В.Лісовська, В.А.Потаскалов. – К.: 2016. – 48с.

*Гриф надано Вченою радою
хіміко-технологічного факультету НТУУ „КПІ”
(Протокол № __ від __.__.2016 р.)*

Навчальне видання

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ-1.

Загальна хімія

Методичні вказівки

до виконання лабораторних робіт

**(для студентів хіміко-технологічного факультету
спеціальності 161 “Хімічні технології та інженерія”)**

Укладачі: *Лісовська Ірина Володимирівна*, канд. хім. наук, доц.
Потаскалов Вадим Анатолійович, канд. хім. наук, доц.

Відповідальний редактор: *Н.Є. Власенко*, канд. хім. наук, доц.

Рецензент: *А.О.Кушко*, канд. хім. наук, ст. викладач

За редакцією укладачів

ЗМІСТ

1.	Вступ	4
2.	Правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії.	5
3.	ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ	7
	Лабораторна робота № 1. <i>Визначення молярної маси еквівалентів металу.</i>	
4.	СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ	9
	Лабораторна робота № 2. <i>Визначення молярної маси газу.</i>	
5.	ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ	11
	Лабораторна робота № 3. <i>Дослідження властивостей гідратів оксидів елементів III періоду.</i>	
6.	ПОЛЯРНІСТЬ МОЛЕКУЛ І МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ	13
	Лабораторна робота № 4. <i>Вивчення та пояснення температур кипіння деяких речовин.</i>	
7.	КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ	15
	Лабораторна робота № 5. <i>Вивчення реакцій комплексоутворення.</i>	
8.	КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.	17
	Лабораторна робота № 6. <i>Синтези неорганічних сполук.</i>	
9.	ХІМІЧНА КІНЕТИКА	21
	Лабораторна робота № 7. <i>Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури.</i>	
10.	ХІМІЧНА РІВНОВАГА	24
	Лабораторна робота № 8. <i>Вивчення зміщення хімічної рівноваги.</i>	
11.	ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ	26
	Лабораторна робота № 9. <i>Приготування розчину заданої концентрації.</i>	
	Лабораторна робота № 10. <i>Дослідження процесу розчинення та властивостей розчинів.</i>	
12.	ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ	35
	Лабораторна робота № 11. <i>Дослідження деяких властивостей розчинів електролітів.</i>	
13.	ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ	37
	Лабораторна робота № 12. <i>Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.</i>	
14.	ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ	40
	Лабораторна робота № 13. <i>Електродні потенціали. Дослідження процесів в ГЕ.</i>	
	Лабораторна робота № 14. <i>Дослідження процесів електролізу розчинів.</i>	
15.	Додатки.	43
16.	Список літератури.	48

ВСТУП

Мета проведення лабораторних робіт – закріплення теоретичного програмного матеріалу та оволодіння практичними навичками роботи в хімічній лабораторії.

Основні вимоги до виконання лабораторної роботи:

1. Студент має скласти протокол лабораторної роботи.

У протоколі зазначаються:

- номер лабораторної роботи та її назва;
- мета роботи;
- після цього сторінка повинна бути представлена у вигляді:

Хід виконання роботи	Спостереження, розрахунки, висновки

- порядок виконання лабораторної роботи записується в лівій частині сторінки;
- рівняння хімічних реакцій (займають обидві частини сторінки);
- формули для розрахунку (права частина) та наведені у посібнику таблиці (обидві частини).

2. Перш ніж приступати до роботи в хімічній лабораторії, необхідно пройти інструктаж з техніки безпеки.

3. По завершенні роботи, необхідно вимити хімічний посуд та привести в порядок робоче місце.

4. Одержані під час виконання роботи експериментальні дані потрібно показати викладачу для перевірки і приступити до обробки результатів дослідів і оформлення звіту.

Звіт повинен містити:

- спостереження та розрахунки вказаних в роботі даних, результати яких потрібно навести в графі «Спостереження, розрахунки, висновки» або вписати до наведеної в протоколі таблиці;
- графічні залежності, побудовані на міліметровому папері (якщо це передбачено в роботі);
- висновки.

Звіт закінчується записом:

Роботу виконав студент _____

(ПІБ)

Для захисту лабораторної роботи проводиться обговорення її результатів, на основі якого студент надає відповіді на контрольні запитання, що наведені після кожної роботи. Після перевірки викладачем звіту та захисту студент отримує відмітку «зараховано» та підпис викладача.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Необхідно обережно поводитись з приладами та лабораторним посудом.
2. Робоче місце потрібно тримати в чистоті. Досліди рекомендується виконувати в спецодязі (халаті).
3. Реактивів брати для роботи треба якнайменше. Наприклад, по 1 мл (1 см^3) кожного з взаємодіючих розчинів, одну гранулу металу і т.п. Розведені розчини кислот, лугів та солей, які використовуються в лабораторії, мають концентрацію 1 моль/л.
4. Надлишок реактиву заборонено висипати або виливати в посуд, з якого його взяли. Після використання реактиву банку або склянку потрібно закрити і поставити на місце.
6. Сухі реактиви брати лише за допомогою шпательів. Категорично заборонено куштувати на смак хімічні реактиви.
7. Використані в роботі тверді речовини та фільтрувальний папір необхідно викидати у спеціальні корзини, відходи солей срібла (аргентуму), а також відпрацьовані кислоти виливати у спеціальні банки, інші рідкі відходи виливати в раковину.
8. Всі досліди, які супроводжуються виділенням отруйних газів, проводити лише у витяжній шафі. У вказівках такі випадки позначаються словами "витяжна шафа".
9. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю тримати її отвором від

себе та людей, що стоять поруч.

10. При розведенні концентрованих кислот, особливо сульфатної, лити кислоту у воду, а не навпаки.

11. Якщо на обличчя або руки потрапили бризки концентрованої кислоти, її треба змити великою кількістю води, а потім промити уражені місця слабким розчином соди (2%) або аміаку. Луг треба змивати до тих пір, поки ділянка шкіри, на яку він потрапив, не перестане бути слизькою, а потім промити уражене місце розведеним розчином оцтової кислоти (5%) та знову водою.

12. Якщо реактиви потрапили в очі, треба їх промити великою кількістю води та звернутися до лікаря.

13. Досліди з леткими, пожежонебезпечними речовинами проводити у витяжній шафі, подалі від полум'я. Бензин, бензен, ефір, що спалахнули, гасити, використовуючи пісок.

15. У разі опіку (полум'ям чи нагрітими предметами) змастити обпечене місце протиопіковою маззю.

17. Категорично забороняється приймати їжу в хімічній лабораторії, приносити напої, користуватись мобільними пристроями (телефонами, ноутбуками тощо).

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ

Завдання для самостійної роботи студентів

Основні поняття хімії: атом, елемент, прості та складні речовини, алотропія. Молекула. Атомна і молекулярна маса. Моль, молярна маса.

Закон еквівалентів. Еквівалент, еквівалентна маса елемента. Молярна маса еквівалентів. Поняття про еквіваленти складних речовин.

Лабораторна робота № 1

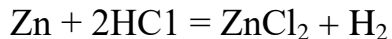
Визначення молярної маси еквівалентів металу.

Мета роботи: навчитися експериментально визначати молярні маси еквівалентів металів.

Прилади: штатив з тримачем, технічні терези, мірний циліндр, конічна колба, газовідвідна система, кристалізатор, термометр, барометр.

Порядок виконання роботи

Молярну масу еквівалентів цинку потрібно визначити об'ємним методом за результатами дослідження взаємодії цинку з хлоридною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 20 мл розчину хлоридної (соляної) кислоти так, щоб кислота не потрапила на внутрішню частину шийки колби. Потім закріпіть колбу горизонтально (Рис. 1.1). У шийку колби покладіть шматочок цинку, попередньо зважений з точністю до 0,01 г. Отвір колби щільно закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.

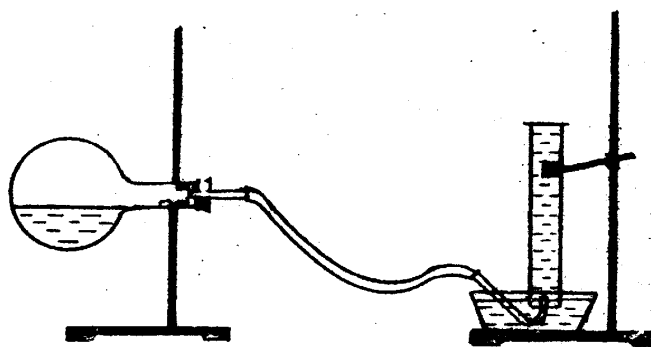


Рис.1.1. Прилад для визначення молярної маси еквівалентів металу

Прилад потрібно перевірити на герметичність. Для цього нагрійте рукою верхню частину колби. Якщо прилад герметичний, то з трубки будуть

виділятися бульбашки повітря. Якщо вони не виділяються, то необхідно перевірити всі місця з'єднання. Потім заповніть мірний циліндр місткістю 250 мл водою та закрийте скляною пластиною так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Опустіть циліндр у кристалізатор з водою отвором донизу і під водою заберіть пластину, закріпіть циліндр у штативі вертикально.

Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр (Рис.1.1) і надайте колбі вертикального положення. Потрапивши на дно колби, шматочок цинку починає взаємодіяти з кислотою. Водень, що виділяється, буде збиратися в циліндрі над водою, витісняючи її. Після розчинення цинку слід виміряти об'єм водню, що виділився, та висоту водяного стовпа від поверхні води в кристалізаторі до поверхні води у циліндрі.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

- 1) маса наважки металу $m(\text{Zn}) = \text{---}$ г;
- 2) об'єм водню в циліндрі $V(\text{H}_2) = \text{---}$ мл;
- 3) висота водяного стовпа $h = \text{---}$ мм;
- 4) барометричний тиск $P_6 = \text{---}$ мм рт. ст.;
- 5) температура $t = \text{---}$ °С;

б) тиск водяної пари, що насичує простір за температури досліду (довідкові дані), $P(\text{H}_2\text{O}) = \text{---}$ мм рт. ст.

Тиск водню в циліндрі $P(\text{H}_2)$ визначте за співвідношенням:

$$P_6 = P(\text{H}_2) + P(\text{H}_2\text{O}) + h / 13,6.$$

Масу водню $m(\text{H}_2)$ розрахуйте за рівнянням Менделєєва - Клапейрона:

$$P(\text{H}_2) \cdot V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} RT.$$

Одиниці виміру $P(\text{H}_2)$, $V(\text{H}_2)$, T треба спочатку перевести в систему СІ:

1 мм рт. ст. = 133,12 Па; 1 мл = 10^{-3} л; $R = 8,31 \cdot 10^{-3}$ л·Па/(моль·К).

Молярну масу еквівалентів цинку (експериментальне значення) розрахуйте, користуючись законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Zn})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{експ.}}(\frac{1}{2} \text{Zn})}{M(\frac{1}{1} \text{H})}.$$

Визначте абсолютну (Δ) та відносну (δ) похибки досліду:

$$\Delta = \left| M_{\text{експ.}}(\frac{1}{2} \text{Zn}) - M_{\text{теор.}}(\frac{1}{2} \text{Zn}) \right| ; \quad \delta = \frac{\Delta}{M_{\text{теор.}}(\frac{1}{2} \text{Zn})}.$$

Проаналізуйте значення похибки і зробіть висновки про причини її виникнення.

Контрольні запитання

1. Що таке атом, елемент, проста речовина? У чому відмінності понять елемент і проста речовина?
2. Що таке еквівалент, еквівалентна маса? Чи може еквівалент бути ідентичним атому, молекулі речовини, у яких випадках?
3. Сформулюйте закон еквівалентів, наведіть його математичний вираз та поясніть з позицій атомно-молекулярного вчення.
4. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів:
 - а) сульфур у сполуках H_2S , SO_2 , BaSO_4 ;
 - б) фосфору в сполуках PH_3 , P_2O_5 , H_3PO_4 ;
 - в) карбону в сполуках CH_4 , CO , H_2CO_3 ;
 - г) металу в сульфідах: FeS , Bi_2S_3 , Sb_2S_5 (сульфур у всіх наведених сполуках двовалентний);
 - д) хлору в сполуках Cl_2O , HClO_3 , Cl_2O_7 ?
5. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів складних речовин: а) сульфатної та ортофосфатної кислот; б) гідроксидів феруму (II) і (III); в) нітрату і фосфату магнію?

СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Завдання для самостійної роботи студентів

Закон збереження маси речовин, закон сталості складу. Межі їх застосування, пояснення з позицій атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро та його наслідки. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Способи визначення молярних мас газоподібних речовин.

Лабораторна робота № 2

Визначення молярної маси газу.

Мета роботи – навчитися експериментально визначати молярні маси газоподібних речовин користуючись стехіометричними законами хімії.

Прилади: апарат Кіппа, технічні терези, мірний циліндр, конічна колба, термометр, барометр.

Порядок виконання роботи.

Сушу колбу місткістю 250 мл закрийте корком. Олівцем на склі позначте рівень, до якого корок уходить у шийку колби. Зважте закриту корком колбу на технічних терезах із точністю до 0,01 г. Заповніть колбу вуглекислим газом з апарата Кіппа. Повноту заповнення перевірте тліючою скіпкою. Закрийте колбу корком так, щоб він зайняв попереднє положення. Зважте колбу з вуглекислим газом.

Повторіть наповнення колби вуглекислим газом і знову зважте її. Розбіжність між масами не має перевищувати похибки зважування (0,01 г). Якщо різниця більша, потрібно повторити наповнення колби вуглекислим газом та зважування.

Налийте в колбу воду до позначки та визначте її об'єм, вимірявши його мірним циліндром. Об'єм колби дорівнює об'єму повітря та об'єму вуглекислого газу, яким наповнювали колбу.

Дані досліду занесіть до лабораторного журналу:

- 1) маса колби з повітрям $m(\text{к+п}) = \underline{\hspace{2cm}}$ г;
- 2) маса колби з вуглекислим газом $m(\text{к+CO}_2) = \underline{\hspace{2cm}}$ г;
- 3) об'єм колби $V = \underline{\hspace{2cm}}$ мл;
- 4) температура $t = \underline{\hspace{2cm}}$ °С;
- 5) барометричний тиск $P_6 = \underline{\hspace{2cm}}$ мм рт. ст. (або Па).

Визначте об'єм повітря (вуглекислого газу) за н. у., користуючись об'єднаним газовим законом:

$$P_0 V_0 / T_0 = PV / T.$$

Знайдіть кількість речовини повітря у колбі:

$$n(\text{пов.}) = V_0 / V_m.$$

Розрахуйте масу повітря $m(\text{пов.})$ у колбі:

$$m(\text{пов.}) = n(\text{пов.}) \cdot M(\text{пов.}),$$

де $M(\text{пов.}) = 29$ г/моль – молярна маса повітря.

Знайдіть масу колби

$$m(\text{к}) = m(\text{к+п}) - m(\text{пов.})$$

та масу вуглекислого газу

$$m(\text{CO}_2) = m(\text{к+CO}_2) - m(\text{к}).$$

Розрахуйте молярну масу $M(\text{CO}_2)$ вуглекислого газу трьома способами:

а) за кількістю речовини вуглекислого газу в колбі:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{пов.}); \quad n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) / M(\text{CO}_2);$$

б) за відносною густиною за повітрям:

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{пов.})} = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{пов.})};$$

в) за рівнянням Менделєєва - Клапейрона.

Визначте середнє значення молярної маси, абсолютну та відносну похибки дослїду.

Контрольні запитання

1. Сформулюйте закон збереження маси речовин, пояснїть його з позицїй атомно-молекулярного вчення.
2. Сформулюйте закон сталостї складу, пояснїть його з позицїй атомно-молекулярного вчення.
3. Наведїть формулювання закону Авогадро, вкажїть межї його застосування, пояснїть з погляду молекулярно-кїнетичної теорїї.
4. Сформулюйте наслїдки закону Авогадро.
5. Що таке густина та відносна густина газїв? Як їх можна використати для визначення молекулярних мас газїв?
6. Пояснїть, де мїститься бїльше атомїв: в 1 г залїза чи в 1 г сїрки? Наведїть вїдповїднї розрахунки.

ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ

Завдання для самостїйної роботи студентїв

Перїодичний закон Д. І. Менделєєва, його формулювання. Перїодичнї та неперїодичнї властивостї елементїв. Перїодична система як втїлення перїодичного закону. Структура перїодичного закону: перїоди, групи, пїдгрупи. Номер групи та валентнїсть елементїв.

Змїна властивостей елементїв у перїодї, групї. Мїсце елемента в перїодичнїй системї як його найважливїша характеристика. Передбачення властивостей невідомих елементїв за допомогою перїодичного закону. Загальнонаукове значення перїодичного закону.

Закон Мозлї. Сучасне формулювання перїодичного закону. Перїодична система та її зв'язок з будовою атома. Номер перїоду, його фїзичний змїст. Заповнення електронами пїдрївнїв у кожному перїодї. Загальна кїлькїсть елементїв у перїодї; *s*-, *p*-, *d*- та *f*-елементи. Особливостї електронної будови атомїв у головних та побїчних пїдгрупах. "Проскок" електрона. Номер групи та

його фізичний зміст. *f*-елементи, особливості їх електронної будови та положення в періодичній системі.

Радіуси атомів, їх зміна в періодах, групах. Енергія іонізації, її зміна в періодах та групах. Енергія спорідненості до електрона, її залежність від електронної будови атома. Електронегативність. Значення електронегативності для характеристики хімічних властивостей елементів та типу хімічного зв'язку.

Лабораторна робота № 3

Дослідження властивостей гідратів оксидів елементів III періоду.

Мета роботи: отримати гідрати оксидів та експериментально довести поступову зміну хімічних властивостей гідратів оксидів елементів третього періоду.

Прилади: штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Реакцією обміну добудьте гідроксид магнію. Випробуйте його відношення до дії розчину сильної кислоти; до дії розчину лугу. Зробіть висновок про хімічний характер гідроксиду магнію.

Дослід 2: Реакцією обміну добудьте гідроксид алюмінію. Випробуйте його відношення до дії розчину сильної кислоти; до дії розчину лугу. Зробіть висновок про хімічний характер гідроксиду алюмінію.

Дослід 3: До 10 мл води додайте невелику порцію ($\approx 0,5$ г) оксиду фосфору(V). Що спостерігається? Визначте *pH* одержаного розчину. Зробіть висновок про хімічний характер цього оксиду.

Зробіть висновок про зміну властивостей гідратів оксидів елементів III періоду.

Контрольні запитання

1. Наведіть формулювання періодичного закону за Д. І. Менделєєвим. У чому воно не узгоджується зі структурою періодичної таблиці?
2. Що таке ізотопи? Поясніть, чи узгоджується початкове формулювання періодичного закону з існуванням ізотопів.
3. Як змінюються у елементів третього періоду металічні та неметалічні властивості, валентність, склад та властивості вищих оксидів?
4. Сформулюйте закон Мозлі, наведіть його математичний вираз, поясніть

зміст величин, що до нього входять.

5. Як пояснити суть закону Мозлі з погляду теорії будови атома? Чому відкриття закону Мозлі привело до зміни формулювання періодичного закону?

6. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага порівняно з початковим.

ПОЛЯРНІСТЬ МОЛЕКУЛ І МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

Завдання для самостійної роботи студентів

Полярність хімічного зв'язку. Ефективні заряди атомів та ступені окиснення. Залежність полярності зв'язку від електронегативності атомів.

Полярність молекул. Дипольний момент, його залежність від полярності зв'язків та просторової будови молекул. Здатність молекул до поляризації.

Міжмолекулярна взаємодія та її вплив на конденсований стан речовин. Орієнтаційна, індукційна та дисперсійна взаємодії, їх зв'язок з полярністю та здатністю молекул до поляризації.

Водневий зв'язок, його особливості. Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний водневі зв'язки, їх вплив на властивості молекул.

Лабораторна робота № 4

Вивчення та пояснення температур кипіння деяких речовин.

Мета роботи: навчитися експериментально дистилювати рідини, визначати їх температури кипіння та пояснювати їх значення з точки зору міжмолекулярної взаємодії.

Прилади: обладнання для дистиляції, термометр, реактиви.

Порядок виконання роботи

Обладнання для дистиляції під атмосферним тиском складається з колби, насадки Вюрца, холодильника Лібіха та приймача. Для забезпечення рівномірності кипіння у колбу додають невелику кількість подрібнених пористих тіл (пемза, неглазурований фарфор, глина, цегла тощо). Відбір фракцій рідини контролюють за температурою кипіння.

У колбу місткістю 250 мл налейте через лійку 70–80 мл пропанолу-2, засипте порошок подрібненої цегли, вставте на місце термометр та ввімкніть

колбонагрівач із закритою спіраллю. Через деякий час починається кипіння рідини. Сконденсована у холодильнику пара поступово краплями переходить у приймач. За показаннями термометра визначте температуру кипіння речовини.

Інший спосіб визначення температури кипіння – кип'ятіння рідини в колбі зі зворотним холодильником. У цьому випадку до колби за допомогою спеціальної насадки прилаштовано термометр і вертикально розташовано холодильник. За цим приладом визначте температуру кипіння ацетону $\text{H}_3\text{C}-\text{CO}-\text{CH}_3$.

Порівняйте визначені температури кипіння пропанолу-2 та ацетону з температурами кипіння близьких за розмірами органічних речовин $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$ ($t_{\text{кип}} = 10,8 \text{ }^\circ\text{C}$), C_3H_8 ($t_{\text{кип}} = -42,1 \text{ }^\circ\text{C}$). Поясніть різницю температур кипіння.

Данні дослідів занесіть до Табл. 4.1.

Таблиця 4.1.

Назва речовини	Формула речовини	Молярна маса $M(x)$, г/моль	Дипольний момент μ	Температура кипіння теоретична $t_{\text{кип теор}}, \text{ }^\circ\text{C}$	Температура кипіння експериментальна $t_{\text{кип експ}}, \text{ }^\circ\text{C}$

Побудуйте графік в координатах $T_{\text{кип теор}} = f(\mu)$. Поясніть отриману залежність.

Контрольні запитання

1. Для заданого ряду молекул поясніть, як і чому змінюється: полярність хімічних зв'язків, полярність молекул та значення дипольних моментів; здатність молекул до поляризації; енергія орієнтаційної взаємодії; енергія дисперсійної взаємодії:

а) HCl , HBr , HI ; б) H_2S , H_2Se , H_2Te ; в) PH_3 , AsH_3 , SbH_3 ; г) CH_4 , SiH_4 , GeH_4 .

Який з видів міжмолекулярної взаємодії переважає і чому, як змінюється температура кипіння в цих рядах?

2. Поясніть, як виникає водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.

3. Наведіть приклади утворення міжмолекулярного та внутрішньо-молекулярного водневого зв'язку.

4. Як водневий зв'язок впливає на фізичні властивості та структуру речовин? Наведіть приклади.

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Завдання для самостійної роботи студентів

Координаційна теорія А. Вернера. Комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, внутрішня і зовнішня сфери комплексної сполуки. Заряд комплексного йона. Місце елемента в періодичній системі та його здатність до утворення комплексів. Хелатні (клішнєподібні) сполуки та їх особливості.

Класифікація та номенклатура комплексних сполук. Ізомерія комплексних сполук.

Хімічний зв'язок у комплексних сполуках. Метод валентних зв'язків (МВЗ). Зовнішньо- та внутрішньоорбітальні комплекси. Магнітні властивості комплексів. Теорія кристалічного поля (ТКП). Розщеплення орбіталей комплексоутворювача в октаедричному та в тетраедричному полях лігандів. Енергія розщеплення, спектрохімічний ряд лігандів. Високо- та низькоспінові комплекси. Забарвлення комплексних сполук. Використання метода молекулярних орбіталей до комплексних сполук. Молекулярні орбіталі та енергетичні діаграми октаедричних комплексів. Комплекси з π -зв'язками.

Лабораторна робота № 5

Вивчення реакцій комплексоутворення.

Мета роботи: експериментально вивчити реакції утворення комплексних сполук.

Прилади: штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: До розчину X поступово додайте надлишок розчину Y. Що спостерігається? Чому змінюється забарвлення розчину? Поясніть явища, які відбуваються, склавши рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах:

- а) X – розчин сульфату міді (II), Y – розчин аміаку;
- б) X – розчин сульфату нікелю (II), Y – розчин аміаку;
- в) X – розчин сульфату кобальту (II), Y – концентрований розчин аміаку;
- г) X – розчин сульфату цинку, Y – розчин аміаку;
- д) X – розчин хлориду заліза (III), Y – розчин тіоціанату калію (KCNS);
- е) X – розчин сульфату міді (II), Y – кристалічний хлорид натрію.

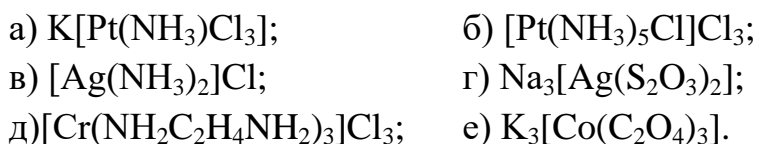
Дослід 2: До розчину солі: а) цинку; б) алюмінію; в) хрому(III);

г) олова(IV) додайте спочатку невелику кількість розчину гідроксиду натрію, а потім – надлишок до розчинення осаду, що спочатку утворився. Поясніть явища, які при цьому відбуваються. Яка речовина випадає в осад, чому осад розчиняється?

Контрольні запитання

1. Для заданої комплексної сполуки вкажіть:

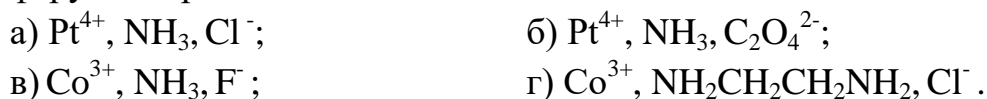
- комплексоутворювач і його заряд;
- ліганди, їх заряди, дентатність;
- координаційне число комплексоутворювача;
- склад внутрішньої координаційної сфери та її заряд;
- назву комплексної сполуки:



2. Поясніть на прикладах суть заданого виду ізомерії комплексів:

- а) гідратної; б) іонізаційної; в) координаційної; г) ізомерії зв'язку; д) геометричної.

3. Складіть формули комплексних сполук, якщо задано комплексоутворювач та ліганди. Координаційне число комплексоутворювачів 6. Зовнішню сферу підберіть самостійно:



4. Для заданої комплексної сполуки поясніть, як утворюються хімічні зв'язки за методом валентних зв'язків, для чого вкажіть:

- електронну формулу атома- і йона-комплексоутворювача,
- розподіл електронів на валентних орбіталах йона-комплексоутворювача,
- розподіл електронів на валентних орбіталах йона-комплексоутворювача після утворення хімічних зв'язків з лігандами,

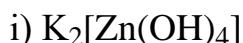
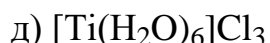
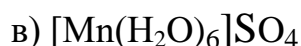
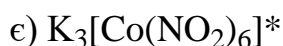
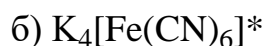
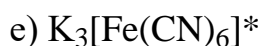
- вкажіть, які орбіталі комплексоутворювача беруть участь у зв'язках з лігандами, яким чином відбувається гібридизація орбіталей комплексоутворювача, яку конфігурацію має комплексний йон,

- розрахуйте магнітний момент комплексного йона.

Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки за теорією кристалічного поля, для чого вкажіть:

- як і чому розщеплюються *d*-орбіталі,

- як розподіляються електрони на цих орбіталях, низькоспіновим чи високоспіновим є комплекс, розрахуйте магнітний момент комплексного йона,
- чи має комплекс забарвлення,
- розрахуйте значення енергії стабілізації кристалічним полем (ЕСКП), чи стійким є цей комплекс.



*- сильне поле лігандів.

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Завдання для самостійної роботи студентів

Теорія кислот та основ. Кислотно-основна взаємодія.

Розрахунки за рівняннями реакцій.

Робота з лабораторним обладнанням [4].

Лабораторна робота № 6

Синтези неорганічних сполук

Мета роботи: навчитись проводити розрахунки за рівнянням реакції та отримати навички роботи з лабораторним обладнанням, синтезуючи деякі неорганічні сполуки.

Прилади: скляні стакани, фарфорові чашки, пробірки, мірний посуд, технічні терези, газовий пальник або термостат, паперові фільтри, лійка Бюхнера, колба Бунзена, реактиви.

Завдання для самостійної роботи студентів

Виконання лабораторних синтезів потребує знань теоретичного матеріалу, вміння проводити розрахунки за рівняннями реакцій, розуміння змісту дослідів і методик їх виконання. При підготовці до лабораторної роботи необхідно ознайомитись з прикладом проведення розрахунків синтезу і запропонувати

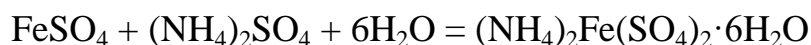
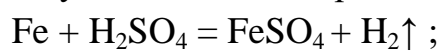
порядок розрахунків до свого синтезу. Використовуючи рекомендовані підручники необхідно ознайомитись з основними лабораторними операціями та методиками їх проведення: зважування, вимірювання об'єму розчинів, розчинення, нагрівання, випарювання, декантація та фільтрація, кристалізація, сушіння.

Приклад проведення розрахунків синтезу

Нехай завданням передбачено синтез 5 г солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Ця подвійна сіль може бути синтезована за допомогою таких послідовних операцій:

- наважку заліза розчиняють при нагріванні в сульфатній кислоті з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=30\%$, яка береться у надлишку 1,1 від теоретичної кількості;
- після розчинення заліза, розчин фільтрують через скляний фільтр Шотта, фільтрат виливають в фарфорову чашку і в ньому розчиняють розраховану наважку сульфату амонію;
- реакційну суміш випаровують на водяній бані до початку кристалізації, а потім кристалізацію продовжують при охолодженні.

Отже, синтез проводять у відповідності з реакціями:



Синтез відбувається за стадіями, але для розрахунків краще користуватись сумарним рівнянням:



Завдання полягає у визначенні кількості вихідних речовин для одержання 5 г продуктів з урахуванням методики синтезу. Для цього необхідно користуватись наступною послідовністю розрахунків:

1. В наведеному прикладі всі стехіометричні коефіцієнти дорівнюють одиниці.

2. Для кожної речовини необхідно визначити молярну масу:

$M(\text{Fe})=55,85$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=98$ г/моль; $M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4)=132$ г/моль;

$M((\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})=392,5$ г/моль.

3. За умовою потрібно добути 5 г солі Мора, що складає кількість речовини солі:

$$n(\text{солі}) = \frac{m(\text{солі})}{M(\text{солі})} = \frac{5 \text{ г}}{392 \text{ г/моль}} = 0,0127 \text{ моль.}$$

4. Оскільки стехіометричні коефіцієнти перед усіма вихідними речовинами такі ж як і перед продуктом реакції, то кожного з реагентів

необхідно взяти по 0,0127 моль.

5. Тоді, розраховуємо маси реагентів:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,0127 \text{ моль} \cdot 55,85 \text{ г/моль} = 0,71 \text{ г};$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = n((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) \cdot M((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = \\ = 0,0127 \text{ моль} \cdot 132,06 \text{ г/моль} = 0,71 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0127 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 1,25 \text{ г}.$$

Оскільки сульфатна кислота береться у надлишку 1,1, то її маса:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,25 \text{ г} \cdot 1,1 = 1,37 \text{ г}.$$

5. Враховуючи, що використовується розчин сульфатної кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%$), то необхідно розрахувати його об'єм, користуючись формулами:

$$\text{масова частка сульфатної кислоти у розчині} \quad \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{розчину})},$$

$$\text{густина розчину} \quad d(\text{розчину}) = \frac{m(\text{розчину})}{V(\text{розчину})}.$$

$$\text{Об'єднавши отримаємо:} \quad V(\text{розчину}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{d(\text{розчину}) \cdot \omega(\text{розчину})}.$$

Відповідно до умов синтезу масова частка H_2SO_4 30 % (або 0,3) та густина розчину складає 1,23 г/мл (довідник). Розраховуємо необхідний об'єм розчину H_2SO_4 ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%$):

$$V(\text{розчину}) = \frac{1,37 \text{ г}}{1,23 \text{ г/мл} \cdot 0,3} = 3,7 \text{ мл}.$$

Порядок виконання роботи

Викладач визначає для кожного студента номер досліду, який необхідно виконати (Дослід 1, 2, 3 або інший [4]). Для кожного синтезу, викладач визначає кількість продукту або вихідної речовини, на основі якої студент повинен виконати розрахунки реагентів для проведення синтезу. Розрахунки перевіряє викладач і дає дозвіл на виконання роботи.

По завершенню синтезу продукт висушують, зважують і визначають його вихід (у відсотках).

Дослід 1: Синтез сульфату тетраамінкупруму (II).

Вихідні реактиви: розчин аміаку з масовою часткою $\omega(\text{NH}_3) = \underline{\hspace{2cm}}$ % та густиною $d(\text{розчину}) = \underline{\hspace{2cm}}$ г/см³.

Реакція:



Розраховану наважку сульфату купруму(II) (мідного купоросу) вміщують

у хімічну склянку і додають подвійну проти стехіометричної кількості водного розчину аміаку (дивись приклад розрахунку). Суміш перемішують скляною паличкою до повного розчинення солі. До розчину додають ізопропіловий спирт (об'єм спирту дорівнює половині об'єму реакційної суміші). Склянку охолоджують подрібненим льодом протягом 30 хвилин. Утворені кристали відокремлюють від рідини фільтруванням під вакуумом (лійка Бюхнера), промивають невеликою кількістю ізопропілового спирту. Комплексну сполуку з лійки Бюхнера переносять на фільтрувальний папір, висушують на повітрі.

Властивості: кристалічна речовина темно-синього кольору, на повітрі стійка, розчинна у воді.

Дослід 2: Синтез дигідрофосфату калію.

Вихідні реактиви: розчин фосфатної кислоти з масовою часткою $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)=$ ___ % та густиною $d(\text{розчину})=$ ___ г/см³; гідроксид калію масовою часткою чистої речовини $\omega(\text{KOH})=$ ___ % .

Реакція:



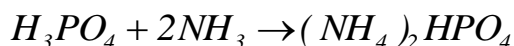
Розраховану наважку гідроксиду калію вміщують у хімічну склянку і розчиняють у мінімальній кількості дистильованої води, перемішуючи скляною паличкою. Стехіометричну кількість фосфатної кислоти відміряють мірним циліндром, доливають рівний об'єм води. Розчин лугу поступово при перемішуванні (обережно!) вливають у розчин кислоти. Реакційну суміш переносять у фарфорову чашку і випарюють на водяній бані до утворення кристалів, охолоджують льодом. Кристали продукту відокремлюють фільтруванням під вакуумом (лійка Бюхнера), переносять на фільтрувальний папір і висушують на повітрі.

Властивості: безбарвна кристалічна речовина; стійка на повітрі; розчинна у воді, не розчинна в спиртах.

Дослід 3: Синтез гідрофосфату амонію.

Вихідні реактиви: розчин фосфатної кислоти з масовою часткою $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)=$ ___ % та густиною $d(\text{розчину})=$ ___ г/см³; розчин аміаку з масовою часткою $\omega(\text{NH}_3)=$ ___ % та густиною $d(\text{розчину})=$ ___ г/см³

Реакція:



Потрібний для реакції об'єм розчину фосфатної кислоти вміщують у

хімічну склянку і краплинами при перемішуванні (обережно!) додають надлишок водного розчину аміаку (об'єм збільшують в 1,3 проти стехіометричного). Одержаний розчин, який повинен мати лужну реакцію, охолоджують льодом. Через 30 хвилин кристали відокремлюють фільтруванням під вакуумом (лійка Бюхнера), промивають невеликою кількістю ацетону, переносять на фільтрувальний папір і висушують на повітрі.

Властивості: безбарвна кристалічна речовина; стійка на повітрі; розчинна у воді.

ХІМІЧНА КІНЕТИКА

Завдання для самостійної роботи студентів

Швидкість реакцій у гомогенних та гетерогенних системах. Фактори, що впливають на швидкість реакцій.

Закон діючих мас. Константа швидкості реакції, її фізичний зміст. Поняття про молекулярність та порядок реакції.

Правило Вант-Гоффа. Проміжний стан, активні молекули, енергія активації. Ланцюгові реакції.

Каталіз. Вплив каталізатора на енергію активації та швидкість реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз.

Особливості кінетики реакцій у гетерогенних системах.

Лабораторна робота № 7

Дослідження залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагентів та від температури.

Мета роботи: експериментально вивчити, як впливає концентрація речовин і температура на швидкість хімічних реакцій.

Прилади: штатив з пробірками, бюретки, скляні стакани, термостат, секундомір, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.

Налийте в три пронумеровані хімічні склянки розчин тіосульфату натрію ($\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)=0,5\%$) та дистильовану воду в кількостях, вказаних у Табл. 1.

Додайте в кожен склянку по 15 мл розчину сульфатної (сірчаної) кислоти ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,5\%$) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння. Помутніння обумовлене виділенням сірки в результаті реакції:



Дані досліду занесіть до Табл. 7.1.

Таблиця 7.1

Номер склянки	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Вода дист., мл	C_1	Розчин H_2SO_4 , мл	C_2	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння τ , с	Відносна швидкість реакції ν , с^{-1}	Константа швидкості, k
1	5	10	1	15	3	30			
2	10	5	2	15	3	30			
3	15	–	3	15	3	30			

Розрахуйте відносну швидкість реакції ($\nu = 100/\tau$) та умовну константу швидкості реакції ($k = \nu/C_1 \cdot C_2$, де C_1 і C_2 – відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно).

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату відобразіть у вигляді графіка $\nu = f(C_1)$. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

Визначте порядок реакції за тіосульфатом натрію (x), для цього побудуйте графік $\lg \nu = f(\lg C_1)$.

Порядок реакції визначається за формулою: $x = \frac{\Delta \lg \nu}{\Delta \lg C_1}$.

Дослід 2: Вплив температури на швидкість реакції. В одну пробірку налейте 5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу – 5 мл розчину H_2SO_4 . Обидві пробірки помістіть у термостат, нагрітий до 40 °С. Через 5 хв. до розчину тіосульфату долейте розчин сульфатної кислоти. Визначте час до появи помутніння. Такі ж вимірювання проведіть для температури 60 °С. Результати досліду занесіть до Табл. 7.2.

Таблиця 7.2

Номер досліджу	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Час появи помутніння <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> τ, c	Відносна швидкість ν	Константа швидкості k	Температурний коефіцієнт γ
1	20*				
2	40				
3	60				

* Чи інша кімнатна температура

Розрахуйте відносну швидкість ($\nu = 100/\tau$) та умовну константу швидкості реакції ($k = \nu/C_1C_2$, де $C_1=C_2=3$). Залежність швидкості реакції від температури відобразить у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції. Розрахуйте значення температурного коефіцієнта γ за співвідношенням (правило Вант-Гоффа): $\frac{\mathcal{G}_2}{\mathcal{G}_1} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$.

Контрольні запитання

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та гетерогенній системах? Як залежить швидкість реакції в гомогенній системі від концентрації вихідних речовин?
2. Який фізичний зміст константи швидкості реакції? Від чого вона залежить?
3. Чому зміна температури суттєво впливає на швидкість хімічних реакцій? Наведіть відповідне рівняння.
4. Що таке енергія активації, перехідний стан?
5. Які речовини називають каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?
6. Чим різняться порядок та молекулярність реакції? Як їх визначають? Наведіть приклади.
7. Поясніть механізм протікання розгалужених та нерозгалужених ланцюгових реакцій на відомих вам прикладах. Які головні стадії характерні для таких реакцій?
8. Для реакції: а) $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$; б) $2\text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$; наведіть математичний вираз закону діючих мас та розрахуйте, у скільки разів

збільшиться швидкість реакції при: 1) збільшенні концентрації оксиду азоту (II) в 4 рази; 2) підвищенні тиску в 2 рази.

9. Реакція $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ має перший порядок за воднем і другий порядок за оксидом азоту. Запишіть кінетичне рівняння швидкості цієї реакції. Яку розмірність має константа швидкості цієї реакції?

10. У скільки разів треба знизити тиск, аби швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зменшилася в 729 разів?

11. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на 50°C , якщо $\gamma = 2$?

12. На скільки градусів треба підвищити температуру в системі, аби швидкість реакції збільшилася в 256 разів ($\gamma = 4$)?

13. Розрахуйте температурний коефіцієнт реакції, швидкість якої зменшилася у 27 разів при зменшенні температури від 313 К до 283 К.

14. Визначте початкову швидкість реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, якщо вихідна концентрація речовини А дорівнює 0,4 моль/л, вихідна концентрація речовини В - 0,6 моль/л, а константа швидкості - 0,7 л²/(моль²·с). Якою буде швидкість, якщо в процесі реакції концентрація речовини А зменшиться на 0,2 моль/л.

15. Швидкості реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при концентраціях А 0,04 і 0,12 моль/л відповідно дорівнюють 0,1 і 0,9 моль/(л·с). Визначте порядок реакції за речовиною А.

16. На енергетичній діаграмі для екзотермічної реакції позначте енергії активації прямої та зворотної реакції, а також ΔH реакції. У якої реакції (прямої чи зворотної) температурний коефіцієнт більший, чому?

17. Температурні коефіцієнти прямої і зворотної реакцій дорівнюють відповідно 2,5 і 2,0. Поясніть, для якої з цих реакцій більша енергія активації, чому? Який знак має ΔH прямої реакції?

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Завдання для самостійної роботи студентів

Необоротні та оборотні реакції, хімічна рівновага. Кінетична умова хімічної рівноваги. Константа рівноваги гомогенних та гетерогенних реакцій. Зміщення рівноваги. Принцип Ле Шательє. Вплив концентрацій, тиску та температури на стан рівноваги. Термодинамічні фактори, що визначають

рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги. Співвідношення між ентропійним та ентальпійним факторами в момент рівноваги.

Лабораторна робота № 8

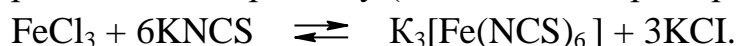
Вивчення зміщення хімічної рівноваги.

Мета роботи: експериментально вивчити, які фактори впливають на зміщення хімічної рівноваги;

Прилади: штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи

У пробірку внесіть по 3–5 крапель розчинів хлориду феруму (III) FeCl_3 та тіоціанату (роданіду) калію KNCS . Одержаний розчин розведіть водою до світло-червоного кольору і розлийте у чотири пробірки. У першу пробірку додайте краплю розчину FeCl_3 , у другу – краплю розчину KNCS , у третю – трохи кристалічного KCl . Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів у пробірках з кольором вихідного розчину (еталон – четверта пробірка).



Зробіть висновок про вплив зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги в системі.

Контрольні запитання

1. Які реакції називаються оборотними? Охарактеризуйте стан хімічної рівноваги, з точки зору хімічної кінетики.

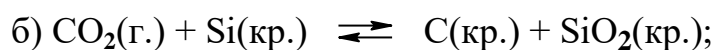
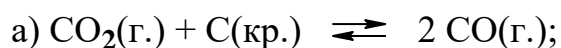
2. Сформулюйте принцип Ле Шательє. Перерахуйте фактори, які впливають на стан рівноваги.

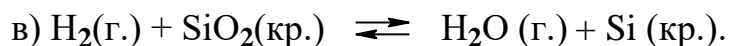
3. Для наведених нижче реакцій:



Виведіть вирази констант рівноваги K_C , запишіть вирази для K_p . Як ці константи пов'язані між собою? Користуючись принципом Ле-Шательє, поясніть, у якому напрямку зміститься рівновага цих реакцій при зменшенні тиску в системі; при зменшенні концентрації водню(а), хлору(в); при збільшенні концентрації кисню(б); при підвищенні температури. Чи зміняться при цьому значення констант рівноваги? Відповіді обґрунтуйте.

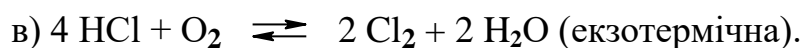
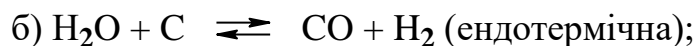
4. Виведіть вирази K_p для наведених нижче процесів:





В якому напрямку і чому зміститься рівновага цих процесів при зменшенні тиску(для всіх випадків); додаванні в систему: а) CO , C ; б) CO_2 , C ; в) H_2O , Si ?

5. Які знаки мають ΔH та ΔS для наведених далі оборотних реакцій? Що є умовою з погляду термодинаміки для стану рівноваги?



В який бік спрямовують ці реакції ентропійний та ентальпійний фактори? Як змінюється знак ΔG при підвищенні температури і як це впливає на положення рівноваги?

ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Завдання для самостійної роботи студентів

Дисперсні системи. Типи розчинів. Істинні розчини. Розчинник та розчинена речовина. Способи вираження концентрації розчинів. Процеси, що перебігають під час розчинення. Сольватація. Зміна ентальпії, ентропії та вільної енергії Гіббса під час розчинення. Вплив природи речовин, тиску та температури на розчинність газів, рідин і твердих речовин у рідинах.

Зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння та зниження температури кристалізації розчинів (закони Рауля). Визначення молекулярних мас розчинених речовин.

Осмоз, осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Лабораторна робота № 9

Приготування розчину заданої концентрації.

Мета роботи: ознайомитись з різними методами вираження кількісного вмісту розчиненої речовини у розчині, навчитися проводити необхідні розрахунки наважки для приготування розчину заданої концентрації.

Прилади: мірний циліндр, мірна колба, воронка, терези, реактиви.

Теоретичні відомості

За міжнародною системою одиниць СІ рекомендується користуватися такими способами вираження концентрації розчинів (в дужках, у деяких випадках, наводяться колишні назви, які тепер рекомендуються не вживати):

1. **Масова частка** $\omega(X)$, (масовий або ваговий відсоток, процентна концентрація), визначається як відношення маси розчиненої речовини $m(X)$ до загальної маси розчину $m(p-ny)$:

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m(p-ny)}, \quad \text{або} \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m(p-ny)} \cdot 100\% \quad (9.1)$$

Якщо розчин складається з двох компонентів,

$m(\text{розчину}) = m(X) + m(S)$, де $m(S)$ – маса розчинника

2. **Молярна частка** $N(X)$ – це відношення числа молів розчиненої речовини $n(X)$ до загального числа молів усіх речовин у розчині $\sum n_i$:

$$N(X) = \frac{n(X)}{\sum n_i} \quad (9.2)$$

Наприклад, для двокомпонентної системи: $N(X) = \frac{n(X)}{n(S) + n(X)}$, де $n(S)$ – число молів розчинника.

Масова частка та молярна частка – безрозмірні величини.

3. **Молярна концентрація** $c(X)$ визначається як відношення числа молів розчиненої речовини $n(X)$ до об'єму розчину (розмірність моль/л, або моль/дм³):

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(p-ny)} \quad (9.3)$$

де $V(p-ny)$ – об'єм розчину.

4. **Молярна концентрація еквівалентів** $c\left(\frac{1}{z}X\right)$ (нормальна концентрація) визначається як відношення числа молів еквівалентів розчиненої речовини $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ до об'єму розчину V_p (розмірність моль./л):

$$c\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V_p} = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right) \cdot V(p-ny)} \quad (9.4)$$

де $m(X)$ - маса (наважка) розчиненої речовини;

$M\left(\frac{1}{z} X\right)$ - молярна маса еквівалентів розчиненої речовини;

z - число еквівалентності.

5. **Моляльність** (моляльна концентрація) $b(X)$ – число молів розчиненої речовини $n(X)$ в 1 кг розчинника (розмірність моль/кг):

$$b(X) = \frac{n(X)}{m(S)} \quad (9.5)$$

де $m(S)$ – маса розчинника.

Якщо задані маси, об'єм або кількість молів розчиненої речовини та розчинника (чи розчину), для розрахунків концентрації використовуються наведені вище вирази, а також відомі співвідношення між масою та об'ємом речовин ($m = \rho V$) та між масою та кількістю речовини ($n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$).

Порядок виконання роботи

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами:

- з фіксаналів;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину;
- розведенням концентрованих розчинів.

Дослід 1: Приготування розчинів з фіксаналів.

Для приготування точних розчинів різних речовин (кислот, лугів, солей) зручно застосовувати фіксанали.

Фіксанал (стандарт-титр) – це заздалегідь приготована і запаяна в скляній ампулі точно відмірена або зважена кількість реактиву необхідна для приготування 1 дм³ розчину з молярною концентрацією еквівалента 0,1 або 0,01 моль/дм³.

Фіксанали зберігають у коробках, що містять зазвичай 10 ампул. На кожній ампулі є напис, який вказує, яка речовина або розчин знаходиться в ампулі і кількість речовини (0,1 або 0,01 г/моль).

Розчини, приготовані з фіксаналів, можна використовувати як стандартні. Розчини, приготовані іншими способами, не дають такої точності, оскільки багато речовин, з яких готують розчини, не є хімічно чистими. Наприклад,

сульфатна кислота завжди містить воду, гідроксид натрію – гігроскопічну воду і натрій карбонат внаслідок поглинання CO_2 з повітря і т. д.

Для приготування точного розчину (Рис.9.1) спочатку теплою водою змивають напис на ампулі, і добре обтирають її. У мірну колбу вставляють спеціальну лійку з вкладеним в неї скляним бойком (зазвичай додається до кожної коробки фіксаналів) гострий кінець якого повинен бути повернутий догори. Якщо спеціальної лійки немає, можна користуватися звичайною хімічною лійкою, вставивши в неї скляний бойок. Коли бойок буде правильно укладений у лійці, ампулі з фіксаналом дають вільно падати так, щоб тонке дно ампули розбилося при ударі об гострий кінець бойка. Після цього пробивають поглиблення ампули зверху і дають вмісту витекти. Потім, не змінюючи положення ампули, її ретельно промивають дистильованою водою з промивалки. Для промивання рекомендується використати не менш ніж шестиразову (по місткості ампули) кількість води. Промивши ампулу, її забирають, а розчин доливають до мітки дистильованою водою, закривають колбу пробкою і перемішують.

Крім рідких фіксаналів, є і сухі. При приготуванні з них розчинів ампулу струшують так само, як описано вище. Потрібно лише подбати про те, щоб лійка була зовсім суха. Коли ампула буде розбита, весь її вміст обережним струшуванням висипають в колбу, ампулу промивають дистильованою водою.

Фіксанали рекомендується застосовувати в усіх випадках, коли потрібно приготувати розчин з точною концентрацією. Лужні фіксанали придатні тільки протягом певного терміну. Дуже старі (2-3 - річної давності) лужні фіксанали можуть виявитися вже неточними в результаті забруднення продуктами вилуговування скла. Решта препаратів, особливо сухі, можуть зберігатися невизначено довгий термін.

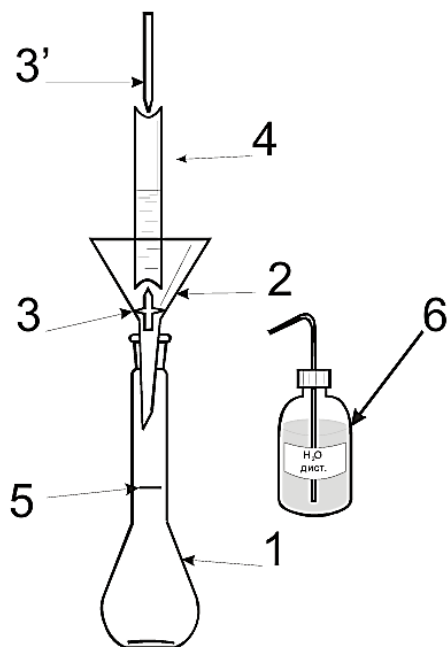


Рис. 9.1. Приготування розчину із фіксаналу (1 – мірна колба, 2 – хімічна лійка, 3, 3' – бойки, 4 – ампула із фіксаналом, 5 – мітка, 6 – промивалка із дистильованою водою).

Дослід 2: Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з наважки твердої речовини.

Роботу слід виконувати в такій послідовності:

1. Отримати у викладача завдання.
2. Розрахувати масу речовини, необхідну для приготування розчину.
3. Отримати у лаборанта мірну колбу потрібного об'єму, скляний хімічний стакан і задану речовину.
4. Зважити речовину в хімічному стакані на електронних вагах з точністю результатів зважування до 0,01 г.
5. Налити до стакану приблизно 10 мл дистильованої води, розчинити зважену речовину.
6. У шийку мірної колби вставити лійку і обережно перенести розчин з стакану в колбу. Цю операцію повторити кілька разів, поки в стакані не залишиться ніяких кристалів.

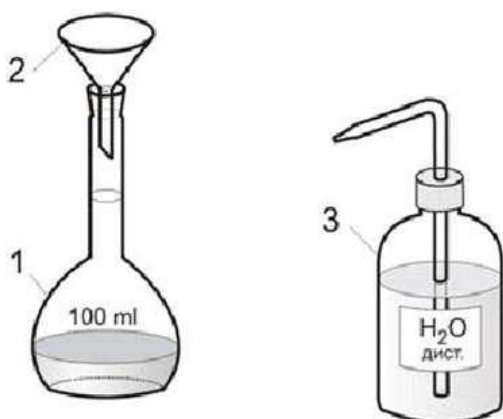


Рис. 9.2. Посуд для приготування розчинів речовин. (1 – мірна колба, 2 – лійка, 3 – пластмасова промивалка з дистильованою водою)

7. Через лійку в колбу приблизно до половини її об'єму невеликими порціями налити воду.
8. Закрити колбу пробкою і перемішати кілька разів до повного розчинення речовини. Якщо при розчиненні солі відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури.
9. Обережно долити в колбу води до мітки. Останні порції води слід додавати по краплях із піпетки. Нижня частина меніску води повинна бути на одному рівні з міткою колби.
10. Щільно закрити колбу корком і перемішати розчин, кілька разів повернувши колбу догори дном.

11. Злити приготований розчин у товстостінну склянку, вказати речовину і її концентрацію.

Дослід 3: Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину.

Виконання роботи слід вести за таким планом:

1. Отримати у викладача завдання.
2. Отримати у лаборанта розчин кислоти або аміаку певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента і значення густини розчину.
3. Розрахувати об'єм даного концентрованого розчину, необхідного для приготування розчину заданої концентрації.
4. Налити в заздалегідь підготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний градуйованою піпеткою або мірним циліндром (Рис.9.2).
5. Залишки кислоти з лійки ретельно змити в колбу за допомогою промивалки. Вміст колби ретельно перемішати круговими рухами до повного змішування рідин. Охолодити отриманий розчин до кімнатної температури.
6. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою до мітки. Колбу закрити пробкою і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше 15 разів), ретельно перемішати розчин.
7. Вилити отриманий розчин в приготовану склянку, здати лаборанту.

Контрольні запитання

1. Які розчини називають істинними? Чим істинні розчини подібні до хімічних сполук, а чим – до сумішей?
2. Розрахуйте масу хлориду натрію, яку необхідно додати до 200 г розчину з масовою часткою хлориду натрію 5 %, щоб масова частка солі стала 10 %.
3. Для кожного з названих нижче розчинів: а) 3,6 г хлориду натрію розчинено в 340 г води; б) 4,45 г броміду калію розчинено в 564 г етанолу; в) 35,2 г етиленгліколю ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) розчинено в 65 г води; г) 2,4 г хлориду натрію та 3,6 г броміду калію розчинено в 82 г води; д) 12 г ацетону ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) розчинено в 75 г води; є) 16,8 г ацетону та 1,65 г нітрату алюмінію розчинено в 142 г води; розрахуйте масову частку кожної розчиненої речовини, молярну частку кожного компонента, молярність.

4. Молярна частка гідроксиду натрію у водному розчині становить 0,25, густина розчину 1,49 г/см³. Розрахуйте масову частку гідроксиду натрію, його молярну та молярну концентрації.

5. Молярна концентрація хлороводню у хлоридній (соляній) кислоті дорівнює 12 моль/л. Густина цього розчину 1,19 г/см³. Розрахуйте масову та молярну частки, а також молярну концентрацію HCl у цьому розчині.

6. Розрахуйте масову частку сульфату купруму (II) в розчині, що отримали при розчиненні 100г мідного купоросу (CuSO₄ · 5H₂O) в 500 г води.

Лабораторна робота № 10

Дослідження теплових ефектів розчинення, приготування пересиченого розчину, дослідження впливу концентрації речовини у розчині на його температуру кипіння.

Мета роботи: навчитися визначати знак теплоти розчинення та теплоти гідратації, вивчити, як впливає збільшення температури на розчинність різних сполук; як впливає концентрація речовини у розчині на його температуру кипіння.

Прилади: термометр, нагрівальний пристрій (газовий пальник або електрична плитка) штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Тепло розчинення.

Налийте в пробірку 3-4 мл води та виміряйте її температуру. Додайте порцію (приблизно 1 г) хлориду амонію, обережно перемішайте. Виміряйте температуру розчину, що утворився. Зробіть висновок про те, який знак має ΔH розчинення.

Проведіть аналогічний дослід, використавши замість хлориду амонію гідроксид калію. Поясніть, чому ΔH розчинення NH₄Cl та KOH мають протилежні знаки.

Дослід 2: Тепло гідратації.

У дві пробірки налейте по 3 мл води, виміряйте її температуру. В одну пробірку додайте порцію (приблизно 1 г) безводного карбонату натрію, у другу – порцію кристалогідрату Na₂CO₃ · 10H₂O, обережно перемішайте. Виміряйте температуру розчинів, що утворилися. Поясніть відмінність теплових ефектів

розчинення безводної солі та кристалогідрату.

Дослід 3: Вплив температури на розчинність.

До 3-4 мл насиченого розчину нітрату калію додайте трохи (0,5 г) кристалів цієї ж солі. Чи розчиняється сіль? Нагрійте розчин. Що відбувається під час нагрівання? Чому?

Нагрійте 2 мл насиченого розчину ацетату кальцію. Поясніть причину утворення кристалів.

Дослід 4: Приготування пересиченого розчину.

До 1 г кристалічного тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ додайте 1-2 краплі води та нагрійте до повного їх розчинення. Охолодіть пробірку проточною водою до кімнатної температури. Чи відбувається кристалізація? Що спостерігається після додавання декількох кристалів цієї солі до утвореного розчину?

Дослід 5: Підвищення температури кипіння розчину.

За допомогою термометру виміряйте температуру кипіння води та розчину 2,9 г хлориду натрію в 25 мл води (концентрація солі 2 моль/л). Поясніть різницю температур кипіння розчину та розчинника.

Контрольні запитання

1. Що таке сольватація? Які процеси відбуваються і які сили міжмолекулярної взаємодії діють під час розчинення:

- а) метанолу у воді; б) азоту в етанолі;
в) нітрату калію у воді; г) гексану в бензолі?

2. Для процесу розчинення газів у рідинах поясніть:

- позитивне чи негативне значення має ентальпія розчинення;
- позитивне чи негативне значення має ентропія розчинення;
- користуючись принципом Ле Шательє, поясніть, як впливає підвищення температури на розчинність;
- поясніть вплив температури на розчинність за допомогою формули Гіббса;
- поясніть, як і чому впливає тиск на розчинність газів у рідинах, сформулюйте закон Генрі.

3. Для процесу розчинення кристалічних речовин у рідинах поясніть:

- позитивне чи негативне значення найчастіше має ентальпія розчинення;
- позитивне чи негативне значення найчастіше має ентропія розчинення;
- користуючись принципом Ле Шательє, поясніть, як впливає підвищення температури на розчинність;

- поясніть вплив температури на розчинність за допомогою рівняння Гіббса.

4. Наведіть формулювання першого закону Рауля, його математичний вираз. Поясніть зміст величин, що входять до цього виразу. Наведіть графік, що ілюструє перший закон Рауля.

5. Наведіть формулювання та математичний вираз другого закону Рауля для процесу кипіння розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кипіння розчину зі зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

6. Наведіть формулювання та математичний вираз другого закону Рауля для процесу кристалізації розчинів нелетких неелектролітів у летких розчинниках. Як пов'язана зміна температури кристалізації розчину зі зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

7. Сформулюйте закон Вант-Гоффа для осмотичного тиску та поясніть, у чому полягає аналогія властивостей розчинів і газів.

8. Чому дорівнює зниження тиску насиченої пари над розчинами, які містять: а) 12 г глюкози ($C_6H_{12}O_6$) у 150 г води; б) 18 г сечовини ($CO(NH_2)_2$) у 250 г води; температура розчинів $100^\circ C$, чому дорівнює тиск насиченої пари над розчинами за цих умов?

9. Розрахуйте температуру кипіння та температуру кристалізації розчину гліцерину ($C_3H_8O_3$) у воді, якщо масова частка гліцерину дорівнює 3%, якщо ($E_{H_2O} = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{град}/\text{моль}$, $K_{H_2O} = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{град}/\text{моль}$).

10. Розрахуйте масу етиленгліколю ($HOCH_2CH_2OH$), який потрібно додати до 5 кг води, щоб приготувати розчин, що буде замерзати при $260,15 K$.

11. Знайдіть молекулярну масу речовини, якщо розчин, що містить 23 г цієї речовини в 200 г води, починає кипіти при $100,8^\circ C$

12. Поясніть, чи відрізняються температури кристалізації розчинів які містять у 2000 г води:

а) 0,5 моль цукру ($C_{12}H_{22}O_{11}$) та 0,5 моль глюкози ($C_6H_{12}O_6$);

б) 68 г цукру та 36 г глюкози;

в) 100 г цукру та 100 г глюкози.

13. Розрахуйте осмотичний тиск розчину, в 0,2 л якого міститься 1,8 г глюкози.

14. Чи однаковим буде осмотичний тиск розчинів хлориду натрію та глюкози, з однаковою молярною концентрацією розчиненої речовини?

ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Завдання для самостійної роботи студентів

Відхилення розчинів електролітів від законів Рауля та Вант-Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт. Ступінь дисоціації електроліту та його зв'язок з ізотонічним коефіцієнтом і електричною провідністю розчину. Роль розчинника в процесі дисоціації. Сильні та слабкі електроліти. Стан сильних електролітів у розчинах. Поняття про активні концентрації та коефіцієнт активності. Константа дисоціації слабого електроліту. Закон розведення. Вплив однойменного іону на дисоціацію слабого електроліту. Ступінчаста дисоціація. Дисоціація комплексних сполук. Первинна і вторинна дисоціація. Константа дисоціації (нестійкості) комплексів.

Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Вплив однойменного іона на розчинність малорозчинного електроліту. Обмінні реакції в розчинах електролітів та умови їх перебігу до кінця.

Теорія кислот та основ Арреніуса, протонна теорія Бренстеда.

Лабораторна робота № 11

Дослідження деяких властивостей розчинів електролітів.

Мета роботи: зіставити силу електролітів, пояснити вплив однойменного іону на дисоціацію слабого електроліту, здійснити реакції обміну між розчинами електролітів.

Прилади: штатив з пробірками, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Іонізуюча дія води.

Налийте у суху пробірку 1 мл спиртового розчину хлориду кобальту, додайте 3-5 мл води. Поясніть зміну забарвлення розчину.

Проведіть аналогічний дослід з розчином хлориду міді в ацетоні.

Дослід 2: Вплив однойменного іону на дисоціацію слабого електроліту.

Налийте в пробірку 2 мл води, додайте 2-3 краплі розчину аміаку та 1-2

краплі розчину фенолфталеїну. Розлийте розчин у дві пробірки і до однієї з них додайте кристалічний хлорид амонію. Як та чому змінюється забарвлення розчину?

Дослід 3: Іонні реакції.

Налийте в три пробірки по 2 мл розчинів сірчаної кислоти, сульфату натрію та сульфату алюмінію і додайте в кожен такий самий об'єм розчину хлориду барію. Що спостерігається? Чи однаково перебігають реакції? Чому?

Налийте в дві пробірки по 2 мл розчину карбонату натрію і додайте в одну з них такий самий об'єм розведеної сульфатної кислоти, а в другу – нітратної. Що спостерігається? Чи однаково перебігають реакції? Чому?

Дослід 4: Зіставлення сили електролітів.

До розчинів ацетатної (оцтової) та хлоридної (соляної) кислот однакової концентрації ($C(X) = 2$ моль/л) додайте по гранулі цинку. Що спостерігається? Порівняйте інтенсивність перебігу реакцій, поясніть відмінність.

Контрольні запитання

1. Розташуйте наведені речовини в порядку зростання температур кипіння їх розчинів з однаковою молярністю речовини у розчині, поясніть порядок розташування:

- а) бромід калію, хлорид магнію, бензойна кислота C_6H_5COOH ;
- б) сульфат алюмінію, гліцерин, нітрат калію;
- в) фосфат калію, етиленгліколь $C_2H_4(OH)_2$, нітрат кальцію.

2. Розрахуйте ізотонічний коефіцієнт та уявний ступінь дисоціації електролітів (коефіцієнт активності), якщо:

а) розчин з молярною часткою гідроксиду натрію 0,009 кристалізується при $-1,71$ °С;

б) у 2000 г води розчинено 5,3 г карбонату натрію і розчин кристалізується при $-0,13$ °С;

в) розчин соляної кислоти ($\omega(HCl) = 2$ %) кристалізується при $-1,92$ °С ($K_{H_2O} = 1,86$ К·кг·моль⁻¹).

3. Змішування розчинів яких речовин зумовить перебіг обмінних реакцій? Чому? Складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та іонній формах:

- а) хлориду кальцію і карбонату натрію;
- б) хлориду натрію і азотної кислоти;
- в) сульфату калію і соляної кислоти;
- г) сульфату міді (II) і сульфату натрію.

д) нітрату свинцю (II) і хлориду магнію.

ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Завдання для самостійної роботи студентів

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник (рН) і його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищі. Індикатори, способи визначення рН. Гідроліз солей, випадки гідролізу. Ступінь і константа гідролізу. Вплив природи електроліту та умов на ступінь гідролізу.

Лабораторна робота № 12

Визначення рН розчинів. Дослідження гідролізу солей.

Мета роботи: навчитися вимірювати рН розчину за допомогою індикаторів, універсального індикаторного паперу, рН-метра; проводити розрахунки за величиною рН; експериментально вивчити процеси гідролізу різних типів солей.

Прилади: штатив з пробірками, кислотно-основні індикатори, універсальний індикаторний папір, рН-метр, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Індикатори.

Визначте кольори індикаторів: метилоранжу, фенолфталеїну та лакмусу в нейтральному, кислому і лужному середовищі. Для дослідження використайте відповідно дистильовану воду, розведені розчини хлоридної кислоти та гідроксиду натрію.

Результати дослідження запишіть до Табл. 12.1.

Таблиця 12.1

Індикатор	Забарвлення індикаторів		
	Нейтральне середовище	Розчин кислоти	Розчин лугу
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеїн			
Універс. інд. папір			

Дослід 2: Розрахунок ступеня та константи дисоціації кислоти за величиною рН.

За допомогою рН-метра виміряйте значення рН водних розчинів хлоридної та ацетатної кислот з однаковою молярною концентрацією. Проведіть розрахунки $C(H^+)$, $C(OH^-)$. Розрахуйте ступінь дисоціації цих кислот α , та за законом розведення константу дисоціації ацетатної кислоти. Результати обчислень занесіть до Табл. 12.2.

Таблиця 12.2

Кислота	$C(x)$, моль/л	рН	$C(H^+)$, моль/л	$C(OH^-)$, моль/л	α	K_d
HCl						—
CH ₃ COOH						

Порівнявши значення α зробіть висновок про силу кислот.

Дослід 3: Гідроліз солей.

Визначте забарвлення метилоранжу та фенолфталеїну у розчинах солей: хлориду натрію, сульфату алюмінію, сульфату цинку, карбонату натрію. Зробіть висновок, яке середовище (кисле, нейтральне чи лужне) мають розчини цих солей, які з них гідролізують.

Визначте рН розчинів солей за допомогою рН-метра та універсального індикатора. В останньому випадку смужку універсального індикатора занурте у розчин солі і порівняйте забарвлення індикатора з еталонною шкалою.

Результати дослідів запишіть до Табл. 12.3.

Таблиця 12.3

Сіль	Забарвлення		Інтервал рН за інди- каторами	Значення рН	
	метил- оранжу	фенол- фталеїну		за універс. індикатором	за рН- метром

Поясніть значення рН розчинів, для цього запишіть рівняння реакцій

гідролізу в іонній та молекулярній формах.

Дослід 4: Вплив температури на ступінь гідролізу.

Розчиніть у 2–3 мл води невелику кількість кристалів ацетату натрію, додайте 2–3 краплі фенолфталеїну. Підігрійте одержаний розчин. Поясніть, що спостерігається, наведіть рівняння реакції гідролізу в іонній та молекулярній формах.

Контрольні запитання

1. Що таке іонний добуток води, як він пов'язаний з константою її дисоціації? Як змінюється його значення зі зміною температури?

2. Виходячи зі значення $K_{\text{в}}$, поясніть, які значення (інтервал значень) має рН у середовищі: а) нейтральному; б) кислому; в) лужному.

3. Знайти значення рН розчинів електролітів:

а) гідроксид кальцію, $C = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л;

б) хлоридна кислота, $C = 0,1$ моль/л ;

в) сульфатна кислота, $C = 5 \cdot 10^{-3}$ моль/л;

г) гідроксид калію, $C = 1 \cdot 10^{-2}$ моль/л;

д) нітритна кислота, $C = 0,1$ моль/л, $K_{\text{д}} = 5,1 \cdot 10^{-4}$.

4. Яка концентрація хлоридної кислоти або гідроксиду натрію в розчині, якщо рН його становить: а) 11, б) 12,5, в) 8, г) 4, д) 1,5, е) 6.

5. Складіть у іонній та молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу:

а) сульфід калію, б) хлориду феруму (III), в) сульфату алюмінію, г) сульфату купруму (II), д) сульфату натрію, е) ацетату натрію, г) фосфату калію.

6. Складіть рівняння реакцій першого ступеня гідролізу в іонній формі для солей: а) гіпохлорит натрію, б) нітрит натрію, в) хлорид амонію та поясніть, як і чому зміщується рівновага гідролізу під час нагрівання, розведення розчину, додавання лугу.

7. Як реагують у розчині такі солі: а) сульфат алюмінію та карбонат натрію, б) сульфат хрому (III) та карбонат натрію, в) хлорид заліза (III) та карбонат натрію.

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Завдання для самостійної роботи студентів

Процеси окиснення та відновлення. Окисники та відновники. Електродний потенціал та його виникнення. Вплив умов на значення потенціалу. Стандартний електродний потенціал. Водневий електрод. Гальванічний елемент, його електрохімічна схема, процеси на електродах. Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента.

Вимірювання стандартних електродних потенціалів. Залежність окисних та відновних властивостей від значень стандартних електродних потенціалів. Напрямок окисно-відновних процесів.

Електроліз. Послідовність розряду іонів на катоді та аноді. Закони електролізу.

Лабораторна робота № 13

Електродні потенціали. Дослідження процесів в ГЕ.

Мета роботи: навчитися складати гальванічні елементи та вимірювати їх електрорушійну силу (ЕРС).

Прилади: скляний та керамічний стакани, мідний та цинковий електроди, вольтметр.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Мідно-цинковий гальванічний елемент (Даніеля-Якобі).

Налийте у скляний стакан 50 мл розчину сульфату купруму (II) ($C(\text{CuSO}_4) = 1$ моль/л) і занурте в нього мідну пластину, а у керамічний стакан – стільки ж розчину сульфату цинку ($C(\text{ZnSO}_4) = 1$ моль/л) і помістіть у нього цинкову пластину. Керамічний стакан обережно опустіть у скляний. (Молярні концентрації солей у розчинах, за вказівкою викладача, можуть бути змінені на інші значення)

Виміряйте вольтметром різницю потенціалів.

Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час його роботи. Визначте електродні потенціали (розрахуйте за рівнянням Нернста) та обчисліть ЕРС ГЕ. Порівняйте значення ЕРС з показником вольтметра.

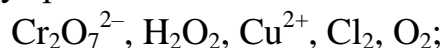
Контрольні запитання

1. Складіть схему гальванічного елемента, який можна використати для вимірювання стандартного потенціалу електрода: а) ртутного; б) нікелевого; в) цинкового. Наведіть рівняння процесів, які протікають на електродах, сумарні рівняння реакцій, які відбуваються в гальванічному елементі, укажіть окисник та відновник, знайдіть значення ЕРС елемента.

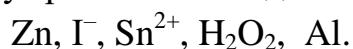
2. Визначте потенціали водневого електрода: а) у чистій воді; б) у розчині хлоридної кислоти ($C(H^+) = 0,01$ моль/л); в) у розчині гідроксиду натрію ($C(OH^-) = 0,01$ моль/л).

3. Розмістіть частинки:

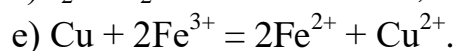
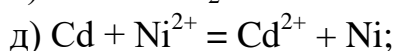
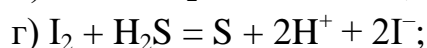
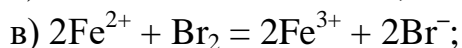
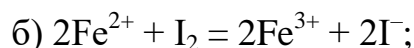
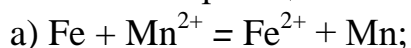
а) у порядку зростання їх окисних властивостей:



б) у порядку зростання їх відновних властивостей:



4. За значеннями окислювально-відновних потенціалів визначте, чи відбудуться самочинно реакції:



Лабораторна робота № 14

Дослідження процесів електролізу розчинів.

Мета роботи: навчитися користуватися електролізером та провести електроліз розчинів солей сульфату купруму (II) та йодиду калію.

Прилади: електролізер, вугільні електроди, джерело сталого струму, реактиви.

Порядок виконання роботи

Дослід 1: Електроліз водного розчину йодиду калію.

Налийте в електролізер розчин йодиду калію, додайте 2–3 краплі фенолфталеїну. Занурте у розчин електроди з вуглецю та підключіть їх до джерела постійного струму. Поясніть, чому змінюється забарвлення розчину біля електродів. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах.

Дослід 2: Електроліз водного розчину сульфату купруму (II).

Налийте в скляний стакан розчин сульфату купруму (II) й опустіть у нього графітові електроди. Підключіть їх до джерела сталого струму. Простежте за змінами, що відбуваються на електродах. Запишіть рівняння реакцій, які пояснюють ці зміни.

Поміняйте полюси електродів. Підключіть до того самого джерела струму. Простежте за зміною стану електродів. Складіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах у цьому випадку.

Контрольні запитання

1. Сформулюйте закони електролізу.
2. Поясніть порядок розрядження іонів на електродах. Чим відрізняються процеси електролізу: а) водного розчину та розплаву електроліту? б) процес з інертними електродами та з розчинними (металевими)?
3. Які процеси відбуваються при електролізі:
 - а) водного розчину сульфату нікелю з інертним анодом;
 - б) водного розчину сульфату нікелю з нікелевим анодом;
 - в) водного розчину нітрату натрію з інертним анодом;
 - г) розплаву та водного розчину хлориду натрію з інертним анодом;
 - д) водного розчину нітрату аргентуму (I) з інертним анодом;
 - е) водного розчину нітрату аргентуму (I) з срібним анодом.
4. Розрахуйте масу металу: а) міді, б) срібла, в) бісмуту – що буде осаджений на катоді, якщо через розчин відповідної солі пропускати електричний струм силою 4 А на протязі 5 годин.

ДОДАТКИ

Розчинність кислот, основ та солей у воді

<i>Іони</i>	OH ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ag ⁺	-	р	н	н	н	н	н	н	н	-	н	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	р	-	н	н	н	н	н	р
Ca ²⁺	р	р	р	р	р	-	н	м	н	н	н	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	р	-	н	р	н	н	н	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Cu ²⁺	н	р	р	р	-	н	-	р	-	н	н	р
Hg ²⁺	-	р	р	м	н	н	-	р	-	-	н	р
Pb ²⁺	н	р	м	м	н	н	н	н	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	м	н	-	р	-	-	н	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Co ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	-	н	р
Fe ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	р	р	р	-	-	-	р	-	н	н	р
Al ³⁺	н	р	р	р	р	-	-	р	-	н	н	р
Cr ³⁺	н	р	р	р	р	-	-	р	-	-	н	р

Розчинною (**Р**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 10 г і більше 1 г розчиненої речовини. Мало розчинною (**М**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 1 г і більше 0,01 г розчиненої речовини. Нерозчинною (**Н**) вважають речовину, коли на 100 г розчинника припадає менше 0,01 г розчиненої речовини. Прочерк (-) в таблиці означає, що сіль повністю руйнується водою (повний, необоротний гідроліз) або не існує.

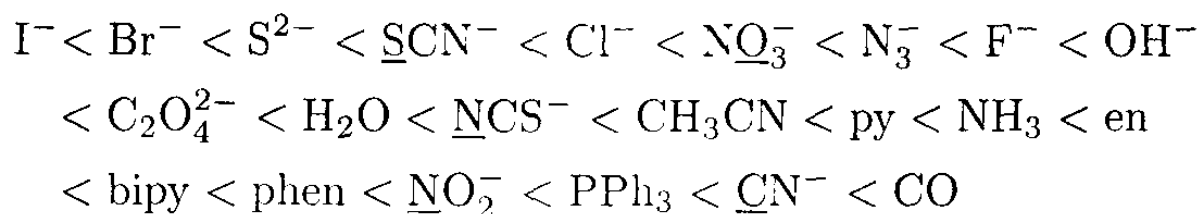
Густина розчинів деяких кислот, лугів і аміаку за $t= 20^{\circ}\text{C}$ (г/мл).

$\omega, \%$	H_2SO_4	HNO_3	HCl	KOH	NaOH	NH_3
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,286	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
60	1,503	1,373			1,643	
64	1,547	1,394				
68	1,594	1,412				
72	1,640	1,429				
76	1,687	1,445				
80	1,732	1,460				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
92	1,830	1,496				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

Густина водних розчинів деяких солей за $t= 20^{\circ}\text{C}$ (г/мл).

<i>NaCl</i>		<i>CuSO₄</i>		<i>KCl</i>		<i>MgSO₄</i>		<i>Na₂CO₃</i>	
$\omega, \%$	d, г/мл	$\omega, \%$	d, г/мл	$\omega, \%$	d, г/мл	$\omega, \%$	d, г/мл	$\omega, \%$	d, г/мл
1	1,005	1	1,009	1	1,004	2	1,018	0,2	1,000
2	1,012	2	1,019	2	1,011	4	1,039	2,1	1,020
4	1,027	4	1,040	4	1,023	6	1,060	4	1,040
6	1,041	6	1,062	6	1,036	8	1,081	6	1,060
8	1,056	8	1,084	8	1,050	10	1,103	7,9	1,080
10	1,071	10	1,107	10	1,063	12	1,125	9,8	1,100
12	1,086	12	1,131	12	1,076	14	1,148	11,6	1,120
14	1,101	14	1,155	14	1,090	16	1,171	13,5	1,140
16	1,116	16	1,180	16	1,104	18	1,195	15,2	1,160
18	1,132	18	1,206	18	1,118	20	1,219	16,9	1,180
20	1,148			20	1,132	22	1,245	17,7	1,190
22	1,164			22	1,147	24	1,270		
24	1,180			24	1,162	26	1,296		

Ліганди в порядку зростання сили впливу поля



Стандартні окисно-відновні потенціали

Електродна реакція	E^0, V	Електродна реакція	$E^0,$
$Li^+ + e = Li$	-3.04	$Sn^{4+} + 2e = Sn^{2+}$	0.15
$K^+ + e = K$	-2.92	$Bi^{3+} + 3e = Bi$	0.28
$Ba^{2+} + 2e = Ba$	-2.90	$Cu^{2+} + 2e = Cu$	0.34
$Ca^{2+} + 2e = Ca$	-2.87	$4OH^- - 4e = O_2 + 2H_2O$ (pH = 14)	0.40
$Na^+ + e = Na$	-2.71	$2I^- - 2e = I_2$	0.53
$Mg^{2+} + 2e = Mg$	-2.34	$NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$	0.76
$Al^{3+} + 3e = Al$	-1.66	$Fe^{3+} + e = Fe^{2+}$	0.77
$Mn^{2+} + 2e = Mn$	-1.18	$Ag^+ + e = Ag$	0.80
$2H_2O + 2e = 2OH^- + H_2$ (pH = 14)	-0.83	$Hg^{2+} + 2e = Hg$	0.85
$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0.76	$NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$	0.96
$Cr^{3+} + 3e = Cr$	-0.71	$2Br^- - 2e = Br_2$	1.06
$Fe^{2+} + 2e = Fe$	-0.44	$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$ (pH = 0)	1.23
$2H_2O + 2e = OH^- + H_2$ (pH = 7)	-0.41	$2Cl^- - 2e = Cl_2$	1.36
$Cd^{2+} + 2e = Cd$	-0.40	$Au^{3+} + 3e = Au$	1.42
$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0.25	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e = Mn^{2+} + 4H_2O$	1.51
$Sn^{2+} + 2e = Sn$	-0.14	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e = 2H_2O$	1.78
$Pb^{2+} + 2e = Pb$	-0.13	$2SO_4^{2-} - 2e = S_2O_8^{2-}$	2.01
$2H^+ + 2e = H_2$ (pH = 0)	0.00	$O_3 + 2H^+ + 2e = O_2 + H_2O$	2.07
$H_2S = S + 2H^+ + 2e$	0.14	$2F^- - 2e = F_2$	2.86

СПИСОК ЛІТЕРАТУРИ

1. О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер та інші. Загальна та неорганічна хімія. Підруч. для студ. вищ. навч. закладів. Ч. 1 – К.: Пед. преса, 2002. – С. 520.
2. Д. Шрайвер, П. Эткинс. Неорганическая химия. В 2-х т. Том 1 – М: Мир, 2004.– С. 679.
3. Хімічна термодинаміка: Навчальний посібник з грифом МОН України // О.О.Андрійко, І.В.Лісовська. – К.:НТУУ "КПІ", 2011. – С. 207.
4. Синтез неорганічних речовин. Методичні вказівки до виконання лабораторної роботи для студентів хіміко-технологічного факультету. Електронне навчальне видання. –К.:НТУУ "КПІ", 2011. – С. 59.
5. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия.– М.: Высш.шк., 2001.–С.743.
6. М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. Общая и неорганическая химия.– М.: Химия, 1981.– С. 632.