

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ  
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

**ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ  
З ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

для студентів інженерно-фізичного факультету

Частина I

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ  
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ УКРАЇНИ  
«КИЇВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

**ЗАВДАННЯ ТА МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ  
З ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

для студентів інженерно-фізичного факультету

Частина I

Затверджено  
на засіданні кафедри  
неорганічної хімії  
Протокол №б  
від 20.02.2002

## НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

Завдання та методичні вказівки до лабораторних робіт з загальної та неорганічної хімії  
для студентів інженерно-фізичного факультету

### Частина I

Укладачі:

Рейтер Ліон Григорович  
Матяшов Віктор Георгійович  
Пацкова Тетяна Валентинівна  
Лісовська Ірина Володимирівна

Рецензент:

К.Д.Бутова

Ці завдання та методичні вказівки складені у відповідності до програми з загальної та неорганічної хімії для металургійних спеціальностей вищих навчальних закладів і призначені для організації самостійної роботи студентів перед лабораторними заняттями з хімії, контролю знань та підготовки студентів до проведення лабораторних дослідів.

До кожної теми подані завдання для домашньої підготовки, які включають основні положення програми, контрольні запитання та задачі, експериментальну частину.

При підготовці теми необхідно вивчити програмові питання домашнього завдання за підручниками або за посібником, посилання на які містяться в квадратних дужках після назви теми. Потім необхідно письмово розв'язати задачі, дати обгрунтовані відповіді на поставлені запитання, а також підготувати протокол лабораторних дослідів. .

### ПРАВИЛА РОБОТИ ТА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ 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. Якщо немає вказівок щодо кількості реактивів, брати їх для роботи треба як найменше ( наприклад, по 1 мл кожного з взаємодіючих розчинів, одну гранулу металу і т. і.). Розведені розчини кислот, лугів та солей, які використовуються в лабораторії, мають концентрацію 1 моль/л.
4. Надлишок реактиву не висипати та не виливати в посуд, з якого його взяли.
5. Після використання реактиву банку або склянку закрити і поставити на місце.
6. Сухі реактиви брати лише за допомогою шпатель. Не куштувати на смак хімічні реактиви.
7. Використані в роботі тверді речовини та фільтрувальний папір викидати у спеціальні корзини, відходи солей срібла та ртуті, 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".  
Гази, які виділяються в результаті реакції, нюхати спрямовуючи повітря від посудини до себе помахом руки.
9. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю тримати її отвором від себе та людей, що стоять поряд.
10. При розведенні концентрованих кислот, особливо сірчаної, 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, віддалік від полум'я.

14. Бензин, бензол, ефір, що спалахнули, гасити, використовуючи пісок.

15. У разі опіку (полум'ям чи нагрітими предметами) змочити обпечене місце концентрованим розчином перманганату калію або змастити протиопіковою маззю.

16. При сильних опіках та отруєннях негайно звернутися до лікаря.

## Лабораторна робота 1

### АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ [3, с. 3-10]

#### Завдання для домашньої підготовки

Предмет та завдання хімії. Значення хімії для підготовки спеціалістів-металургів. Перспективи розвитку хімії, металургії та проблеми екології.

Основні поняття хімії: атом, елемент, проста речовина, алотропія, молекула. Атомні та молекулярні маси. Моль як одиниця кількості речовини. Молярна маса.

Закон еквівалентів. Еквівалент елемента. Еквівалентна маса. Молярна маса еквівалентів. Еквівалентні маси складних речовин.

#### Запитання та задачі

1. Що називають атомом, атомною масою, елементом ?
2. Що називають елементом, простою речовиною? Відмінності цих понять.
3. Що називають молем, молярною масою ? Як визначають молярну масу ?
4. Що таке еквівалент, еквівалентна маса? Чи може еквівалент бути ідентичним атому, молекулі речовини? Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів заліза в сполуках  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$  ?

5. Сформулюйте закон еквівалентів та наведіть його математичний вираз. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів сірки в сполуках  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ?

6. Поясніть закон еквівалентів на основі атомно-молекулярного вчення. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів азоту в сполуках  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$  ?

7. Чому дорівнюють еквівалент, еквівалентна маса та молярна маса еквівалентів сполук: а)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , б)  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , в)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , г)  $\text{HCl}$ , д)  $\text{FeSO}_4$ , е)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ?

8. 3 г металу взаємодіє з 1,64 г сірки. Визначте еквівалентну масу металу (валентність сірки у продукті реакції дорівнює 2).

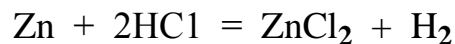
9. 11,9 г металу витісняє з кислоти 2,24 л водню (н.у.). Розрахуйте еквівалентну та атомну маси металу, якщо його валентність у продукті реакції дорівнює 2.

10. Визначте еквівалентну масу ртуті в оксиді, її валентність, якщо з 1 г цього оксиду після повного розкладу утворюється 0,9262 г вільної ртуті.

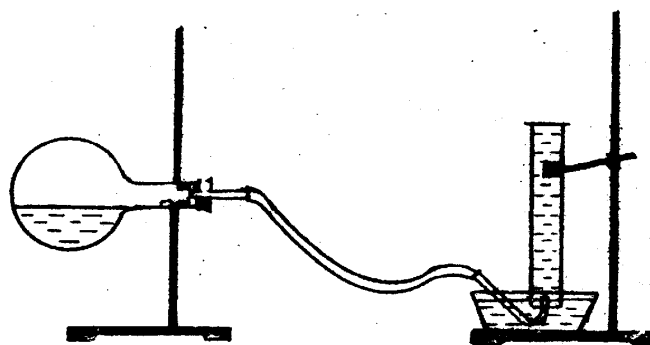
### Експериментальна частина

#### Визначення молярної маси еквівалентів металу

Молярна маса еквівалентів цинку буде визначатися об'ємним методом за результатами взаємодії цинку з соляною кислотою:



У колбу місткістю 250 мл налейте через ліжку 20 мл розчину соляної кислоти так, щоб кислота не попала на шийку колби. Потім колбу потрібно закріпити горизонтально (див. малюнок). У шийку колби покладіть шматочок цинку, попередньо зважений з точністю до 0,01 г. Отвір колби закрийте газовідвідною трубкою, протилежний кінець якої занурте у кристалізатор з водою.



Прилад потрібно перевірити на герметичність. Для цього нагрійте рукою верхню частину колби. Якщо прилад герметичний, з трубки будуть виділятися бульбашки повітря. Якщо бульбашки не виділяються, то необхідно перевірити всі місця з'єднання. Потім заповніть мірний циліндр місткістю 250 мл водою та закрийте скляною пластинкою так, щоб у циліндрі не було бульбашок повітря. Опустіть циліндр у кристалізатор з водою отвором донизу і під водою заберіть пластинку, закріпіть циліндр у штативі вертикально. Кінець газовідвідної трубки підведіть під циліндр (див. малюнок) і переведіть колбу у вертикальне положення. Потрапивши на дно колби, шматочок цинку починає взаємодіяти з кислотою. Водень, що виділяється, буде збиратися в циліндрі над водою. 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  $m$ , г –
2. Об'єм водню в циліндрі  $V(\text{H}_2)$ , мл –
3. Висота водяного стовпа  $h$ , мм –
4. Барометричний тиск  $P_6$ , мм рт. ст. –
5. Температура  $t$ , °C –
6. Тиск водяної пари, що насичує простір при температурі досліду (з таблиці)  $P_{(\text{H}_2\text{O})}$ , мм рт.ст. –

Тиск водню в циліндрі  $P(\text{H}_2)$  визначте із співвідношення

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

розрахуйте масу водню за рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$\left( PV = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} RT \right),$$

при цьому значення  $P$ ,  $V$ ,  $T$  треба спочатку перевести в систему СІ (1мм рт.ст.= 133,12 Па, 1мл =  $10^{-6}$  м<sup>3</sup>;  $R=8,31$  Дж/(моль·К)).

Молярну масу еквівалентів цинку розрахуйте, користуючись законом еквівалентів.

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

Визначте абсолютну ( $\Delta$ ) та відносну ( $\delta$ ) похибки досліду:

$$\Delta = M(1/2\text{Zn})_{\text{досл}} - M(1/2\text{Zn})_{\text{теор}}; \quad \delta = \frac{\Delta}{M(1/2\text{Zn})_{\text{теор}}}$$

Варіанти	1	1	4	7а, в	8
завдань	2	2	5	7б, д	9
	3	3	6	7г, е	10

## Лабораторна робота 2

### СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

[1, гл. 1, с. 17-46. 2, гл. 1, с. 15-32. 3, с.11-17.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Закони збереження маси речовини, сталості складу. Межі їх застосування, пояснення з позиції атомно-молекулярного вчення. Закон Авогадро та наслідки цього закону. Молярний об'єм газу. Поняття про відносну густину газу. Способи визначення молекулярних мас газоподібних речовин.

#### Запитання та задачі

1. Сформулюйте закон збереження маси речовин, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.

2. Сформулюйте закон сталості складу, поясніть його з позицій атомно-молекулярного вчення.

3. Наведіть формулювання закону Авогадро, вкажіть межі його застосування. Скільки молекул міститься: а) в 1 л азоту за н.у., б) в 1 л рідкої води?

4. Наслідки закону Авогадро. В якій масі CO та CO<sub>2</sub> міститься по  $1,2 \cdot 10^{24}$  молекул?

5. Що таке густина та відносна густина газів? Як їх можна використати для визначення молекулярних мас газів?

6. Поясніть, де міститься більше атомів в : 1 г магнію чи в 1 г вуглецю?

7. Яка кількість речовини (моль) міститься в 2 г кисню? Який об'єм займає 2 г кисню за н.у.?

8. Густина газу за воднем становить 32. Знайдіть його молярну масу, відносну густину за повітрям та масу однієї молекули.

9. Маси рівних об'ємів деякого газу та повітря за однакових умов дорівнюють відповідно 3,4 г та 2,9 г. Визначте молекулярну масу газу.

10. Розрахуйте масу 1 л кисню (н.у.), число молів та молекул кисню в цьому об'ємі.

11. Маса 500 мл газу (н.у.) становить 1,806 г. Знайдіть його молярну масу та масу однієї молекули.

12. Обчисліть молярну масу газу, 6 г якого займає об'єм 7 л при температурі 750 K і тиску 83,1 кПа ( $R = 8,31$  Дж/(моль·K)).

13. Чому дорівнює густина (н.у.) оксиду сірки(IV) та його густина за киснем?

14. При деякій температурі густина пари сірки за повітрям складає 6,62, а фосфору - 4,28. Скільки атомів сірки та фосфору входить до складу молекул за цих умов?



15. Густина за повітрям газоподібної сполуки кремнію з воднем дорівнює 4,22. Знайдіть її формулу, якщо ця сполука містить 91,77 % кремнію.

Варіанти	1	1	4	9	12
Завдань	2	2	6	10	15
	3	3а	7	11	13
	4	3б	5	8	14

### Експериментальна частина

#### Визначення молярної маси вуглекислого газу

Сушу колбу місткістю 250 мл закрийте корком. Олівцем на склі позначте рівень, до якого корок входить у шийку колби. Зважте закриту корком колбу на техно-хімічних терезах з 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 повинна перевищувати похибки зважування (0,01 г). Якщо різниця більше цієї величини, необхідно повторити наповнення колби вуглекислим газом та зважування.

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

Дані досліду внесіть до лабораторного журналу:

1. Маса колби з повітрям  $m_{к+п}$ , г -
2. Маса колби з вуглекислим газом  $m_{к+со_2}$ , г -
3. Об'єм колби  $V$ , мл -
4. Температура  $t$ , °С -
5. Барометричний тиск  $P_0$ , мм рт. ст. (або Па) –

Перерахуйте об'єм повітря (вуглекислого газу) на нормальні умови:

$$P_0 V_0 / T_0 = P_1 V_1 / T_1,$$

Розрахуйте масу повітря  $m_п$  в колбі за пропорцією:

$$\begin{array}{r} 29 \text{ г повітря} & - & 22400 \text{ мл} \\ m_п & & - & V_0 \end{array}$$

де 29 г/моль - молярна маса повітря.

Знайдіть масу колби:  $m_к = m_{к+п} - m_п$

та масу вуглекислого газу:

$$m(\text{CO}_2) = m(\kappa + \text{CO}_2) - m_\kappa$$

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

а) за молярним об'ємом газу(н.у.):

$$m(\text{CO}_2) : V_0 = M(\text{CO}_2) : V_M$$

б) за відносною густиною за повітрям:

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m_{\text{п}}} = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{повітря})}$$

в) за рівнянням Клапейрона - Менделєєва.

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

### Лабораторна робота 3

#### БУДОВА АТОМА

[1, гл. 3, с. 57-99. 2, гл. 3, с. 48-70. 3, с. 18-32.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Електрон та його властивості. Планетарна модель атома Резерфорда. Модель атома по Бору, її зв'язок з квантовою теорією та спектрами. Поняття про хвильові властивості електрона. Квантові числа, їх фізичний зміст, межі зміни. Енергетичні рівні, підрівні, орбіталі. Принцип Паулі. Правило Гунда. Порядок заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів. Електронні формули та схеми.

#### Запитання та задачі

1. Сформулюйте 1 постулат Бора та наведіть його математичний вираз.
2. Як пояснити, виходячи з теорії Бора, лінійчастий характер спектра атома водню? Використовуючи залежності електрона від головного квантового числа для атома водню, поясніть:
  - а) на якому рівні – I чи II – електрон має більшу енергію?
  - б) в якому випадку виділяється квант з більшою енергією: при переході електрона з II рівня на I чи з III на II?
  - в) які рівні – II та III чи III та IV – більше відрізняються за енергією?Відповідь підтвердіть відповідними розрахунками.

3. Поясніть, чи існують підрівні:

а) 1p, 2p, 2d, 3d;

б) 1d, 2p, 3f, 4f.

Відповідь обґрунтуйте, вказавши значення  $n$  та  $l$  для відповідних підрівнів.

4. Яке квантове число визначає форму орбіталей? Наведіть приклади.

5. Яке значення має магнітне квантове число на d-підрівні?

Скільки орбіталей знаходиться на цьому підрівні?

6. Покажіть за допомогою схем, як розташовані електрони:

а) на d-підрівні, якщо  $\Sigma m_s = 0, 1$  та  $2$

б) на p-підрівні, якщо  $\Sigma m_s = 0$  та  $1$ .

7. Яким набором квантових чисел характеризується кожна орбіталь та кожний електрон таких підрівнів: а)  $4p^4$ ; б)  $3d^6$ ; в)  $4f^9$ ; г)  $5d^5$ ? Відповідь навести у вигляді таблиць:

Орбіталі			
№	n	l	m

Електрони				
№	n	l	m	$m_s$

8. Які підрівні відповідають сумі  $n + l$ : а) 5; б) 6; в) 7? В якій послідовності вони заповнюються?

9. Навести електронні формули та схеми для елементів, що мають порядкові номери: а) 14, 23, 31; б) 13, 25, 34; в) 22, 32, 40.

10. Поясніть, використовуючи принцип Паулі та значення квантових чисел, яка максимальна кількість електронів може знаходитись: а) на p-підрівні; б) на d-підрівні; в) на f-підрівні.

Варіанти	1	1	3б	5	6б	7в	8а	9б
завдань	2	2б	2в	4	7б	8б	9а	10б
	3	2а	3а	6а	7а	8в	9б	10в
	4	2в	3б	4	6а	7г	9в	10а

### Лабораторна робота 4

#### ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН ТА БУДОВА АТОМА

[1, гл. 2, 3, с. 47-56. 2, гл. 4, с. 75-94. 3, с. 33-45.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Періодичний закон у формулюванні Д. І. Менделєєва. Структура періодичної системи: періоди, групи, головні та побічні підгрупи. Номер групи та валентність. Відхилення у системі від формулювання Менделєєва.

Закон Мозлі. Сучасне формулювання періодичного закону. Валентні підрівні, що заповнюються в кожному періоді та кількість елементів у періодах. s-, p-, d-, f-елементи. Елементи головних та побічних підгруп, валентні електрони. "Проскок" електрона. Особливості розміщення в періодичній системі d-елементів 8-ої групи, лантаноїдів та актиноїдів.

Зміна радіусів атомів у періодах та групах. Енергія іонізації та спорідненість до електрона, їх зміна в періодах та групах. Електронегативність (EN), відносна шкала EN.

### Запитання та задачі

1. Наведіть формулювання періодичного закону за Д. І. Менделєєвим. В чому воно не узгоджується зі структурою періодичної таблиці?

2. Що таке ізотопи? Поясніть, чи узгоджується первісне 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. Яке значення мав закон Мозлі для уточнення формулювання періодичного закону?

6. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону, поясніть у чому його перевага в порівнянні з первісним.

7. Які підрівні заповнюються у елементів: а) четвертого, б) п'ятого, в) шостого періодів? Поясніть, у яких елементів цього періоду заповнюються s-, p-, d- чи f- підрівні. Скільки елементів належать до головних та побічних підгруп.

8. Поясніть особливості розташування в періодичній таблиці f-елементів.

9. Наведені закінчення електронних формул елементів: а)  $2p^63s^23p^4$ , б)  $3s^23p^63d^64s^2$ , в)  $4p^65s^1$ , г)  $4d^{10}5s^25p^1$ , д)  $4f^75s^25p^66s^2$ , е)  $5f^{11}6s^26p^67s^2$ . Підкресліть валентні електрони елементів, поясніть, в якій групі, підгрупі, періоді знаходяться ці елементи.

10. Наведіть електронні формули елементів, що мають номер: а) 25, б) 35, в) 42. Знайдіть валентні електрони, поясніть, в якому періоді, групі, підгрупі знаходяться ці елементи.

11. Наведіть закінчення електронних формул елементів, положення яких в періодичній таблиці подано нижче:

	Період	Група	Підгрупа
<b>А</b>	V	3	побічна
<b>Б</b>	V	5	головна
<b>В</b>	IV	8	побічна
<b>Г</b>	VI	1	побічна
<b>Д</b>	VI	1	головна
<b>Е</b>	IV	4	головна

12. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів другого періоду. Чи є її зміна монотонною? Чому?

13. Поясніть, як і чому змінюється енергія іонізації у елементів головної підгрупи 2-ої групи.

14. Що таке енергія спорідненості до електрона? У яких, елементів другого періоду вона найбільша, у яких набуває від'ємних значень, чому?

15. Що таке електронегативність, як вона визначається, з якими властивостями елементів вона пов'язана?

16. Наведіть приклади елементів, у яких спостерігається "проскок" електрона. Чому він виникає?

Варіанти	1	1	5	7б	9а, г	11а, е	13	16
завдань	2	3	6	7а	8	9б, д	11б, д	12
	3	4	5	7в	9б, г	11в, г	14	16
	4	2	6	8	9в, е	10б, в	12	15

## Лабораторна робота 5

### КОВАЛЕНТНИЙ ЗВ'ЯЗОК

[1, гл.4, с. 115-156. 2, гл.5, с. 95-128. 3, с. 46-66.]

#### Завдання для домашньої підготовки.

Валентні електрони та валентність хімічних елементів. Типи хімічного зв'язку. Механізм утворення ковалентного зв'язку, його характеристики (довжина та енергія). Метод валентних зв'язків (ВЗ). Насичуваність та напрямленість ковалентного зв'язку. Валентні кути. Гібридизація орбіталей, її типи,  $\delta$ - та  $\pi$ - зв'язки. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Метод молекулярних орбіталей (МО). Пояснення властивостей двоатомних молекул, що містить елементи I та II періоду на основі методу МО.

#### Запитання та задачі

1. Використовуючи електронні схеми валентних підрівнів атомів: а) фтору та хлору; б) кисню та сірки, поясніть, чому вони мають різні валентності.

2. Чому у атомів берилію та гелію, які мають однакову кількість електронів на зовнішніх рівнях, валентності відрізняються?

3. Що таке довжина зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

4. Поясніть на прикладі  $H_2$ , чому утворюється електронна пара, хоча електрони мають однакові заряди.

5. Що таке енергія зв'язку, від чого вона залежить? Наведіть приклади.

6. Визначте, які орбіталі атомів беруть участь в утворенні хімічних зв'язків у молекулах: а)  $\text{H}_2$ ; б)  $\text{HF}$ ; в)  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{F}_2$ ; д)  $\text{N}_2$ . Наведіть схеми перекривання атомних орбіталей.

7. Наведіть електронні схеми центральних атомів, визначте наявність та тип гібридизації, наведіть схеми перекривання орбіталей в молекулах: а)  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{BeCl}_2$ ; в)  $\text{BCl}_3$ ; г)  $\text{CH}_4$ ; д)  $\text{H}_2\text{O}$ ; е)  $\text{NH}_3$ ; ж)  $\text{PH}_3$ .

8. Поясніть, як утворюються хімічні зв'язки в молекулах: а)  $\text{C}_2\text{H}_4$ ; б)  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Відповідь дайте відповідно до наведеного нижче плану: електронна схема валентних підрівнів центрального атома, розподіл електронів між  $\delta$ - та  $\pi$ - зв'язками, тип гібридизації при утворенні  $\delta$ - зв'язків, схема перекривання атомних орбіталей, при утворенні  $\delta$ - та  $\pi$ - зв'язків.

9. Поясніть, як утворюється хімічний зв'язок при взаємодії: а)  $\text{NH}_3$  та  $\text{H}^+$ ; б)  $\text{H}_2\text{O}$  та  $\text{H}^+$ . У чому особливість таких зв'язків?

10. Для молекул або молекулярних іонів: а)  $\text{O}_2$ ; б)  $\text{O}_2^-$ ; в)  $\text{O}_2^{2-}$ ; г)  $\text{N}_2$ ; д)  $\text{NO}$ ; е)  $\text{CO}$  наведіть схему утворення молекулярних орбіталей з атомних та розподіл на них електронів, знайдіть кратність зв'язку, вкажіть діамагнітною чи парамагнітною є ця частинка.

Варіанти завдань	1	1а	3	бд	7б, д	8б	9а	10е
	2	1б	4	6г	7а, е	8а	9б	10г
	3	2	3	6в	7в, г	8б		10а, д
	4	1а	4	6а	7а, д	8а		10б, в
	5	1б	5	6б	7е, ж	8б	9а	10а

### Лабораторна робота 6

#### ІОННИЙ ЗВ'ЯЗОК. МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

[1, гл. 4, с. 115-156. 2, гл. 5, с. 95-128. 3, с. 66-79.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Механізм утворення іонного зв'язку, його властивості. Ефективні заряди атомів у молекулах, ступінь окислення, правила його обчислення. Зв'язок між ступенями окислення та положенням елементів у періодичній таблиці.

Полярність хімічного зв'язку та електронегативність елементів. Полярні та неполярні молекули. Дипольний момент. Типи міжмолекулярної взаємодії. Водневий зв'язок, його вплив на фізичні властивості речовин.

## Запитання та задачі

1. Поясніть, як утворюється іонний зв'язок. Енергетика кожної стадії при утворенні іонних сполук.
2. Поясніть чому іонний зв'язок ненасичуваний та ненапрямлений (порівняти з ковалентним).
3. Як побудована кристалічна гратка іонних сполук? Чи мають іонні сполуки молекулярну структуру, чому?
4. Знайдіть, використовуючи значення електронегативності, ступінь окислення вказаного елемента в його сполуках:
  - а) кисню в  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{O}_2$ ;
  - б) вуглецю в  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ;
  - в) азоту в  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ;
  - г) фосфору в  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{PH}_3$
5. Поясніть, проаналізувавши структуру та полярності хімічних зв'язків, чи є полярними молекули: а)  $\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{CO}_2$ ; в)  $\text{CH}_4$ ; г)  $\text{NH}_3$ ; д)  $\text{BCl}_3$ ; е)  $\text{CO}$ .
6. Поясніть, як і чому змінюється полярність хімічних зв'язків, полярність та здатність до поляризації молекул у рядах:
  - а)  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ;
  - б)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ .
7. Поясніть, як змінюється енергія орієнтаційної та дисперсійної взаємодії в рядах молекул:
  - а)  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ; в)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$ .
8. Поясніть, як утворюється водневий зв'язок. Наведіть приклади речовин з водневим зв'язком.
9. Як водневий зв'язок впливає на фізичні властивості речовин? Наведіть приклади.

Варіанти	1	1	4а	5а, д	6а	7б	8
завдань	2	2	4б	5б, е	6б	7а	9
	3	3	4в	5в, е	6а	7в	8
	4	1	4г	5г, д	6б	7б	9

## Лабораторна робота 7

### ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

[1, гл. 6, с. 166-170, с. 190-200. 2, гл. 2, с. 35-47, с. 80-89.]

### Завдання для домашньої підготовки

Внутрішня енергія та ентальпія. Термохімічні рівняння. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках. Теплота утворення. Розрахунок

теплових ефектів за теплотами утворення. Поняття про ентропію та енергію Гіббса. Напрявленість процесів.

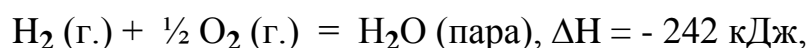
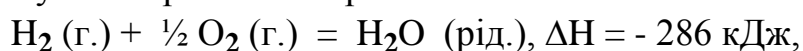
### Запитання та задачі

1. Що називається внутрішньою енергією системи? Чи можна визначити абсолютне значення внутрішньої енергії? Чому?

2. Що таке ентальпія системи, як вона пов'язана з внутрішньою енергією та тепловим ефектом? Чому значення  $\Delta H$  найчастіше використовують у термохімічних рівняннях?

3. Сформулюйте закон Гесса, наведіть приклади, що його ілюструють.

4. Використовуючи термохімічні рівняння :



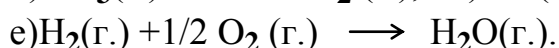
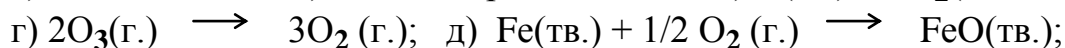
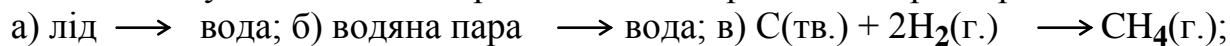
визначте  $\Delta H$  випаровування води. Відповідь мотивуйте.

5. Що називається теплотою утворення речовини, для яких речовин вона приймається рівною нулю. Використання теплот утворення в термохімічних розрахунках.

6. Складіть термохімічне рівняння горіння сірководню та визначте зміну ентальпії системи, якщо  $\Delta H$  утворення речовин  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$  та  $\text{H}_2\text{O}$  дорівнюють відповідно +20, -297 і -242 кДж/моль.

7. Що таке ентропія системи, від чого вона залежить? Як та чому впливає зміна ентропії системи на спрявленість реакцій?

8. Як та чому змінюється ентропія системи при таких перетвореннях:



9. Як впливає зміна ентальпії ( $\Delta H$ ) та зміна ентропії ( $\Delta S$ ) системи на спрявленість процесу, чому? Що таке енергія Гіббса, як вона змінюється при самочинних процесах?

10. Використовуючи наведені нижче довідкові дані розрахуйте для вказаних реакцій тепловий ефект та зміну ентропії. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на спрявленість заданої реакції? Зробіть висновок чи є оборотною ця реакція. Розрахуйте зміну енергії Гіббса. В якому напрямку протікає реакція при стандартних умовах; при низьких температурах: при високих температурах? а)  $\text{N}_2(\text{г.}) + 3\text{H}_2 (\text{г.}) = 2\text{NH}_3 (\text{г.});$



Речовина	$\text{H}_2$	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$
$\Delta H (298), \text{кДж/моль}$	–	–	–	- 46	-242
$S (298), \text{Дж/(моль К)}$	131	192	205	192	189



Варіанти	1	2	4	7	8в, г	10а
Завдань	2	1	5	9	8б, д	10б
	3	3	6	9	8а, е	10в

## Лабораторна робота 8

### ХІМІЧНА КІНЕТИКА

[1, гл.6, с. 170-184. 2, гл.7, с. 166-188. 3, с. 90-98.]

#### Завдання для домашньої підготовки.

Гомо- та гетерогенні системи. Швидкість реакції в гомогенній системі. Вплив температури на швидкість реакції, правило Вант-Гоффа. Активні молекули. Енергія активації. Поняття про каталіз. Ланцюгові реакції. Особливості кінетики гетерогенних процесів.

#### Запитання та задачі

1. Що таке швидкість реакції в гомогенній та в 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 математичний вираз правила Вант-Гоффа.

4. Що таке енергія активації, перехідний стан?

5. Які речовини називаються каталізаторами, як і чому вони впливають на швидкість реакцій?

6. Чим відрізняються порядок та молекулярність реакції? Як вони визначаються? Наведіть приклади.

7. Для реакції: а)  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ ; б)  $2\text{NOCl} = 2\text{NO} + \text{Cl}_2$ ;  
в)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ ; наведіть математичний вираз закону діючих мас та розрахуйте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції при: збільшенні концентрації оксиду азоту (II) в 3 рази; підвищенні тиску в 3 рази.

8. У скільки разів треба знизити тиск, аби швидкість реакції  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  зменшилася в 1000 разів?

9. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури на  $40^\circ\text{C}$ , якщо  $\gamma = 3$ ?

10. На скільки градусів треба знизити температуру в системі, аби швидкість реакції зменшилася в 64 рази ( $\gamma = 4$ )?

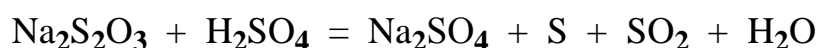
11. Наведіть приклад ланцюгової реакції. Які головні стадії характерні для такої реакції?

Варіанти	1	1	4	7в	11
завдань	2	3	6	7а	9
	3	2	5	7б	10

### Експериментальна частина

#### Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції

Налийте в три хімічні стакани розчин тіосульфату натрію, ( $\omega(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,5\%$ ) та дистильовану воду в кількостях, що вказані у табл. 1. Додайте в кожную склянку по 15 мл розчину сірчаної кислоти ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5\%$ ) та визначте час від моменту змішування розчинів до моменту появи помутніння, що обумовлене виділенням сірки в результаті реакції



Дані досліду занесіть у табл. 1.

Таблиця 1.

Номер досліду	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	Вода Дист., Мл	$C_1$	Розчин $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	$C_2$	Загальний об'єм розчину, мл	Час Появи Помутніння $\tau$ , сек.	Відносна швидкість реакції, $V$	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 ( $V=1/\tau$ ) та константу швидкості реакції ( $k=V/C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1$  і  $C_2$  відносні концентрації  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відповідно).

Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.

#### Вплив температури на швидкість реакції

В одну пробірку налийте 5 мл розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , в іншу - 5 мл розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Обидві пробірки помістіть у термостат, нагрітий до  $40^\circ\text{C}$ . Через 5 хвилин до розчину тіосульфату прилийте розчин сірчаної кислоти. Визначте час до появи помутніння. Такі ж вимірювання проведіть для температури  $60^\circ\text{C}$

та кімнатної. Результати досліду занесіть у табл. 2.

Таблиця 2

Номер Досліду	Температура t, °C	Час появи Помутніння τ, с	Відносна Швидкість V	Константа Швидкості k	Температурний коефіцієнт γ
1	20*				
2	40				
3	60				

( \* – чи інша кімнатна температура )

Розрахуйте відносну швидкість (  $V = 1/\tau$  ) та константу швидкості реакції ( $k = V/C_1 \cdot C_2$ , де  $C_1 = C_2 = 3$ ). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

Розрахуйте значення температурного коефіцієнта  $\gamma$  за співвідношенням :

$$\gamma^2 = V_{t+20}/V_t$$

## Лабораторна робота 9

### ХІМІЧНА РІВНОВАГА

[1, гл. 6, с. 184-200. 2, гл.7 с. 188-193. 3, с. 99-106.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Оборотні реакції. Кінетична умова хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Зміщення рівноваг. Принцип Ле-Шательє. Вплив концентрацій, тиску та температури на стан рівноваги. Термодинамічні фактори, що визначають рівновагу. Термодинамічна умова рівноваги.

#### Запитання та задачі

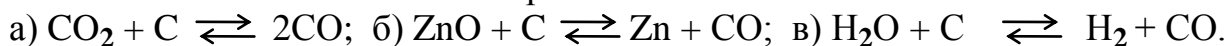
1. Виведіть вирази констант рівноваги реакцій а)  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ ,  $\Delta H > 0$ ;

б)  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ ,  $\Delta H < 0$ ; в)  $2\text{NOCl} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$ ,  $\Delta H > 0$ .

Користуючись принципом Ле-Шательє, поясніть, у якому напрямку зміститься рівновага наведених реакцій при зменшенні тиску в системі;

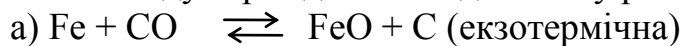
зменшенні концентрації продуктів реакції; підвищенні температури. Чи зміняться при цьому значення констант рівноваги?

2. Наведіть вирази для  $K_c$  та  $K_p$  наведених нижче процесів:



В якому напрямку зміститься рівновага при додаванні в систему  $\text{CO}$ ,  $\text{C}$ , зменшенні тиску?

3. Які знаки мають  $\Delta H$  та  $\Delta S$  для наведених далі оборотних реакцій? Що є умовою з погляду термодинаміки для стану рівноваги?



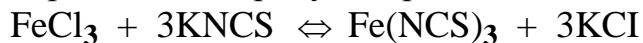
В який бік спрямовують ці реакції, ентальпійний та ентропійний фактори? Яка умова з погляду термодинаміки для стану рівноваги?

Варіанти	1	1б	2а	3а
Завдань	2	1а	2в	3б
	3	1в	2б	3в

## Експериментальна частина

### Вивчення зміщення хімічної рівноваги

У пробірку внесіть по 3-5 крапель розчинів  $\text{FeCl}_3$  та  $\text{KNCS}$ . Одержаний розчин розведіть водою до світло-червоного кольору і розлийте у чотири пробірки. У першу пробірку додайте краплю розчину  $\text{FeCl}_3$  у другу - краплю розчину  $\text{KNCS}$ , у третю внесіть трохи кристалічного  $\text{KCl}$ . Порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів у цих 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:



## Лабораторна робота 10

### ФАЗОВІ РІВНОВАГИ

[1, гл. 7, с. 208-211. 2. гл. 2, с. 41-47; гл. 10. с. 248. 3, с. 106-109.]

### Завдання для домашньої підготовки

Поняття про фазу та компонент. Рівноваги "вода – пара", "лід – вода", "лід – пара". Діаграма стану води. Потрійна точка. Умови кипіння та замерзання рідин. Зміна ентальпії, ентропії та енергії Гіббса при фазових перетвореннях.

### Запитання та задачі

1. Скільки та які компоненти і фази знаходяться в системі, що перебуває у стані рівноваги: лід - кристали солі - розчин - пара?

2. Як та чому тиск насиченої пари над водою залежить від температури? За якої умови рідина закипає?

3. Яка точка на діаграмі стану води є потрійною? Скільки компонентів та фаз знаходиться в цій точці? За якої умови рідина замерзає?

4. Для діаграми стану води поясніть суть кожної кривої, покажіть рух фігуративної точки стану та поясніть, які фазові перетворення відбуваються при:

а) підвищенні температури, якщо тиск сталий і вищий, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - лід):

б) підвищенні температури, якщо тиск сталий і нижчий, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - лід);

в) підвищенні тиску, якщо температура стала і нижча, ніж у потрійній точці (вихідна фаза - ненасичена пара).

5. Як будуть змінюватись ентальпія та ентропія при перетворенні: а) води в пару; б) води в лід; в) льоду в пару? Чому? За рахунок якого з цих чинників вказані процеси можуть проходити самочинно?

Варіанти завдань	1	1	4а	5в
	2	2	4в	5б
	3	3	4б	5а

### Лабораторна робота 11

#### ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

[1, гл.7. с.213-223:227-230. 2, гл.8, с.194-201:203-206. 3, с. 110-124.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Дисперсні системи. Істинні розчини. Концентрація розчинів та способи її вираження. Процеси, які проходять при розчиненні речовин у рідинах. Сольватація. Теплота (ентальпія) розчинення. Вплив температури та тиску на розчинність газів і твердих речовин у рідинах. Закони Рауля, їх формулювання, математичні вирази, взаємозв'язок.

### Запитання і задачі

1. Що таке сольватація? Які процеси, які види взаємодії між молекулами відбуваються при розчиненні:

а) метанолу у воді; б) бром у воді; в) пентану в гексані ?

1. Що таке теплота розчинення, які складові входять до величини теплоти розчинення? Які знаки найчастіше має теплота розчинення: а) газів у рідинах; б) твердих речовин у рідинах. Поясніть, як впливає підвищення температури на ці процеси.

1. Поясніть, як і чому впливає тиск газів на їх розчинність у рідинах

3. Наведіть формулювання I-го закону Рауля, його математичний вираз. Поясніть зміст величин, що входять до цього виразу. Наведіть графік, що ілюструє I-й закон Рауля.

4. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля, але для зміни температур кипіння. Як пов'язана зміна температури кипіння розчину із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідної графічної залежності)?

5. Наведіть формулювання та математичний вираз II-го закону Рауля для температур замерзання розчинів. Як пов'язана зміна температури замерзання із зміною тиску його насиченої пари (поясніть за допомогою відповідного графіка).

6. 20 г сірчаної кислоти розчинили у 100 мл води. Розрахуйте масову та молярну частки, молярну та молярну концентрації, молярну концентрацію еквівалентів сірчаної кислоти ( густина розчину дорівнює  $1,13 \text{ г/см}^3$ ).

7. Скільки грамів гідроксиду натрію треба розчинити в 270 мл води, щоб одержати розчин з масовою часткою лугу 0,1. Яку молярність має цей розчин?

8. Молярна частка гідроксиду натрію у водному розчині становить 0,2, густина розчину  $1,4 \text{ г/см}^3$ . Розрахуйте масову частку гідроксиду натрію, його молярну та молярну концентрації.

9. Чому дорівнює зниження тиску насиченої пари над розчином, який містить 18 г глюкози ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) у 180 г води при температурі  $100^\circ\text{C}$ ? Чому дорівнює тиск насиченої пари над розчином у цих умовах?

10. Визначити підвищення температури кипіння розчину 9,2 г гліцерину ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ ) у 100 г води ( $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52 \text{ град/моль}$ ).

11. Знайдіть молекулярну масу речовини, якщо розчин, що містить 3г цієї речовини в 100г води, починає замерзати при  $-0,93^\circ\text{C}$  ( $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ град/моль}$ ).

12. Поясніть, чи відрізняються температури кристалізації розчинів які містять у 100 г води :

а) 0,1 моль цукру ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) та 0,1 моль глюкози ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ );

б) 34 г цукру та 18 г глюкози; в) 100 г цукру та 100 г глюкози;

г) 0,1 моль цукру та 0,1 моль хлориду натрію;

д) 17 г цукру та 9 г глюкози;

е) 0,05 моль глюкози та 0,05 сульфату алюмінію.

Варіанти	1	1	4	7	13а, д
Завдань	2	2	5	8	13б, г
	3	3	6	9	13в, е

## Експериментальна частина.

### 1. Тепло розчинення

Налийте в пробірку 3-4 мл води та виміряйте її температуру. Внесіть порцію (приблизно 1 г) хлориду амонію, перемішайте. Виміряйте температуру розчину, що утворився. Зробіть висновок про те, який знак має  $\Delta H$  процесу розчинення.

Проведіть аналогічний дослід, використавши замість хлориду амонію гідроксид калію. Поясніть, чому  $\Delta H$  розчинення  $\text{NH}_4\text{Cl}$  та  $\text{KOH}$  мають протилежні знаки.

### 2. Вплив температури на розчинність

а) До 3-4 мл насиченого розчину нітрату калію додайте трохи (0,5 г) кристалів цієї ж солі. Чи йде розчинення солі? Нагрійте розчин. Що відбувається при нагріванні? Чому?

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

### 3. Підвищення температури кипіння розчину

У колбі або стакані нагрійте до кипіння 30 – 50 мл дистильованої води. Виміряйте температуру води, що кипить. Внесіть 1-2 г кристалічного хлориду натрію та виміряйте температуру кипіння розчину, що утворився. Ще раз додайте таку ж порцію хлориду натрію. Як та чому змінюється температура кипіння розчину?

### 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 2 - 3 краплини води та нагрійте до повного їх розчинення. Охолодіть пробірку проточною водою до кімнатної температури. Чи відбувається кристалізація? Що спостерігається при внесенні декількох кристалів цієї солі?

## Лабораторна робота 12

### РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

[1, гл. 8, с. 231 - 257. 2, гл. 8, с. 206-218. 3, с. 124-136.]

### Завдання для домашньої підготовки

Відхилення фізичних властивостей розчинів електrolітів від законів Рауля, ізотонічний коефіцієнт. Теорія Арреніуса. Роль розчинника в процесі дисоціації. Ступінь дисоціації. Стан сильних електrolітів у розчинах.

Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Закон розведення. Ступінчаста дисоціація. Вплив одноіменного іона на дисоціацію слабого електроліту. Рівновага в насиченому розчині малорозчинного електроліту. Добуток розчинності. Реакції обміну в розчинах електролітів та напрямок їх протікання. Іонні рівняння реакцій.

### Запитання та задачі

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

- а) 3,1 г азотної кислоти розчинено в 500 г води,  $t_{кр} = - 0,35^{\circ}\text{C}$ ;
- б) 12 г сульфату магнію розчинено в 2000 г води,  $t_{кр} = - 0,14^{\circ}\text{C}$ ;
- в) розчин їдкою натру ( $\omega(\text{NaOH}) = 4\%$ ) має  $t_{кр} = -3,2^{\circ}\text{C}$

При розв'язуванні задач використовуйте значення  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$  град/моль.

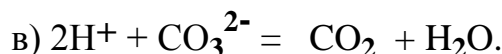
2. Розташуйте наведені речовини в порядку зростання ізотонічних коефіцієнтів їхніх розчинів з однаковою молярною концентрацією, поясніть порядок розташування:

- а) хлорид кальцію, хлорид алюмінію, гліцерин;
- б) фосфат калію, глюкоза, нітрат калію;
- в) сульфат алюмінію, хлорид натрію, цукор.

3. Напишіть рівняння реакцій обміну в молекулярній та іонній формах:

- а)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 =$
- б)  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} =$
- в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 =$
- г)  $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} =$
- д)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$
- е)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$

4. Наведіть можливі молекулярні рівняння реакцій обміну, іонна форма яких має вигляд: а)  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$ ;



5. Розрахуйте ступінь дисоціації кислоти, а також вкажіть яка з кислот є слабшою:

- а) оцтова,  $C = 10^{-4}$  моль/л,  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ;
- б) азотиста,  $C = 10^{-2}$  моль/л,  $K_{\text{д}} = 5,1 \cdot 10^{-4}$ ;
- в) синільна,  $C = 10^{-3}$  моль/л,  $K_{\text{д}} = 6,2 \cdot 10^{-10}$ .

6. Наведіть рівняння ступінчастої дисоціації та вирази для ступінчатих констант дисоціації електролітів:

а)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Як зміщуватиметься рівновага дисоціації при додаванні іонів  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ , чи зміниться ступінь дисоціації, значення константи дисоціації.

7. Виходячи з величини добутку розчинності (ДР), знайдіть розчинність у моль/л та у г/л таких солей:

- а) сульфат барію,  $\text{ДР} = 1 \cdot 10^{-10}$ ;
- б) карбонат кальцію,  $\text{ДР} = 4,8 \cdot 10^{-9}$ ;



в) йодид срібла,  $DP = 8,3 \cdot 10^{-16}$ .

Для кожної солі назвіть електроліт з однойменним іоном, додаванням якого можна знизити її розчинність. Чи зміниться при цьому величина  $DP$ ?

Варіанти завдань	1	1а	2б	3а, г	4а	5б, в	6в
	2	1б	2в	3в, е	4в	6а, в	6б
	3	1в	2а	3б, д	4б	5а, б	3а

### Експериментальна частина

#### 1. Іонізуюча дія води

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

#### 2. Вплив однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту

Налийте в пробірку 2 мл води, додайте 2 - 3 краплі розчину аміаку та 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Розлийте розчин на дві частини і до однієї з них додайте кристалічний хлорид амонію. Як та чому змінюється забарвлення розчину?

#### 3. Іонні реакції

Налийте в пробірки по 2 мл розчинів сірчаної кислоти, сульфату натрію та сульфату алюмінію і додайте в кожну такий же об'єм розчину хлориду барію. Чи однаково проходять реакції, чому?

#### 4. Зіставлення сили електролітів

На гранули цинку подійте розчинами оцтової та соляної кислот однакової концентрації ( $C = 2$  моль/л). Порівняйте швидкості реакцій, поясніть, чому вони відрізняються.

### Лабораторна робота 13

#### ДИСОЦІАЦІЯ ВОДИ, pH. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

[1, гл. 8. с.257-263. 2, гл. 8. с. 218-223. 3, с. 136-142.]

#### Завдання для домашньої підготовки

Дисоціація води. Іонний добуток води. Водневий показник ( pH ) та його значення в нейтральному, кислому та лужному середовищах. Гідроліз солей. Ступінь гідролізу.

### Запитання та задачі

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

2. Поясніть, які значення має рН в: а) нейтральному середовищі; б) кислому середовищі; в) лужному середовищі.

3. Знайти значення рН розчинів електролітів ( $\alpha = 1$ ):

а) гідроксид кальцію,  $C = 5 \cdot 10^{-3}$  моль/л; б) соляна кислота  $C = 0,1$  моль/л ;  
в) сірчана кислота,  $C = 5 \cdot 10^{-4}$  моль/л; г) гідроксид натрію  $C = 0,1$  моль/л ;  
д) гідроксид калію,  $C = 1 \cdot 10^{-3}$  моль/л; е) азотна кислота  $C = 0,1$  моль/л.

4. Яка концентрація соляної кислоти або їдкою натру в розчині, якщо рН його становить: а) 12; б) 10; в) 9; г) 3; д) 2; е) 5.

5. Напишіть в іонній та молекулярній формах рівняння реакцій гідролізу: а) сульфід натрію; б) фосфату калію; в) сульфід натрію; г) нітрату міді; д) хлориду заліза (III); е) хлориду алюмінію; ж) ацетату амонію.

6. Для наведених нижче солей напишіть рівняння реакцій 1-го ступеня гідролізу в іонній формі та поясняйте, як і чому зміщується рівновага гідролізу при нагріванні, розведенні розчину, додаванні луку: а) карбонат натрію; б) гіпохлорит натрію; в) сульфід калію.

Варіанти завдань	1	1	3а, б	4в, е	5а, д, ж	6а
	2	2а	3д, е	4а, д	5в, е, ж	6в
	3	2б	3в, г	4б, г	5б, г, ж	6б

### Експериментальна частина

#### 1. Індикатори

Визначте кольори індикаторів: метилоранжу, фенолфталеїну та лакмусу в нейтральному, кислому і лужному середовищах. Для проведення досліду використовуйте, відповідно, дистильовану воду, розведені розчини соляної кислоти та гідроксиду натру.

Результати досліду занесіть у табл. 3.

Таблиця 3 Забарвлення індикаторів

Індикатор	Середовище		
	Кисле	Нейтральне	Лужне
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеїн			

## 2. 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 вказаних вище солей за допомогою рН - метра та універсального індикатора. В останньому випадку смужку універсального індикатора занурте у розчин солі і забарвлення індикатора порівняйте з еталонною шкалою. Результати дослідів зведіть у табл. 4.

Таблиця 4

Сіль, яка випробовується	Забарвлення метилоранжу	Забарвлення фенолфталеїну	Інтервал рН за індикаторами	Значення рН за універсальним індикатором	Значення рН за рН-метром
NaCl ZnSO <sub>4</sub> Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>					

Поясніть значення рН розчинів, навівши рівняння реакцій гідролізу в іонній та молекулярній формах.

## 3. Вплив температури на ступінь гідролізу

Розчиніть у 2 - 3 мл води трохи кристалів ацетату натрію, додайте 2 - 3 краплі фенолфталеїну. Підігрійте одержаний розчин. Що спостерігається?

Поясніть те, що спостерігається, навівши рівняння реакції гідролізу в іонній та молекулярній формах.

## Лабораторна робота 14

### ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

[1, гл. 9. с. 264-304. 2, гл. 6. с. 143-165. 3, с.143-167.]

### Завдання для домашньої підготовки

Окислення та відновлення. Окислювачі та відновники. Виникнення різниці

потенціалів між металом та розчином. Електродний потенціал. Гальванічні елементи, їх електрохімічні схеми, процеси на електродах, ЕРС (електрорушійна сила). Стандартні електродні потенціали. Водневий електрод. Зв'язок окислювально-відновних властивостей із значеннями потенціалів. Напрямок перебігу окислювально-відновних процесів.

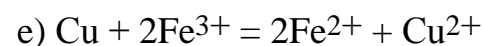
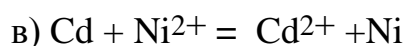
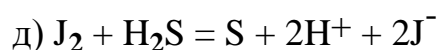
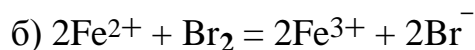
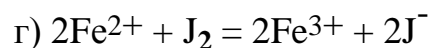
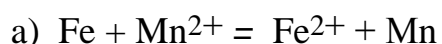
Електроліз. Закони електролізу. Процеси, що протікають на електродах. Послідовність розрядження іонів. Правила складання окислювально-відновних реакцій.

### Запитання та задачі

1. Складіть схему гальванічного елемента, який можна використати для вимірювання стандартного потенціалу електрода: а) срібного; б) нікелевого; в) кадмієвого. Запишіть рівняння процесів які проходять на електродах, сумарні рівняння реакцій, які відбуваються в гальванічному елементі, вкажіть окислювач та відновник, знайдіть значення ЕРС елемента.

2. Визначте потенціали водневого електрода: а) у чистій воді; б) у соляній кислоті ( $C(H^+) = 0,1$  моль/л); в) у розчині гідроксиду натрію ( $C(OH^-) = 0,1$  моль/л).

3. За значеннями окислювально-відновних потенціалів визначте, чи підуть самочинно реакції:



4. 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 срібла з інертним анодом;

е) водного розчину нітрату срібла з срібним анодом.

Варіанти	1	1б	2а	3б, д	4а, д
завдань	2	1а	2в	3а, г	4в, г
	3	1в	2б	3в, е	4б, в

### Експериментальна частина

#### 1. Мідно-цинковий гальванічний елемент

Налийте у скляний стакан 50 мл розчину сульфату міді ( $C(CuSO_4) = 1$  моль/л) і занурте в нього мідну пластинку, у керамічний стакан – стільки ж розчину

сульфату цинку (  $C(\text{Zn SO}_4) = 1$  моль/л ) і помістіть у нього цинкову пластинку. Керамічний стакан обережно опустіть у скляний. Виміряйте вольтметром різницю потенціалів та порівняйте її з теоретичною ЕРС. Складіть електрохімічну схему гальванічного елементу та наведіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах при його роботі.

## 2. Електроліз водного розчину йодиду калію

Налийте в електролізер розчин йодиду калію, додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. Опустіть 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.

## 3. Електроліз водного розчину сульфату міді

а) Налийте в скляний стакан розчин сульфату міді і 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.

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

## Лабораторна робота 15

### ВОДЕНЬ, КИСЕНЬ

[1. гл. 7, с. 205-208: 211-212; гл. 11, с. 342-350; гл. 13, с. 374-380. 2. гл. 10, с. 245-250; гл. 16, с. 321-323: 325. 4, с. 3-13].

### Завдання для домашньої підготовки

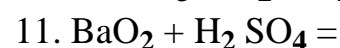
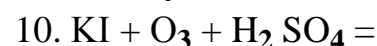
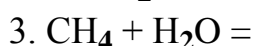
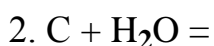
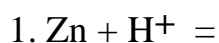
Водень. Особливості його розміщення в періодичній системі, будова атома, ступені окислення. Добування водню, його властивості. Атомарний водень. Типи бінарних сполук елементів з воднем.

Кисень. Будова атома, ступені окислення. Способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Кисень як окислювач. Застосування кисню. Озон, його добування, властивості.

Типи сполук елементів з киснем: оксиди, пероксиди. Пероксид водню. Будова молекули, кислотні та окислювально-відновні властивості.

Вода. Будова молекули, фізичні та хімічні властивості.

Складіть рівняння реакцій:



4.  $\text{H}_2 + \text{O}_2 =$
5.  $\text{H}_2 + \text{CO} =$
6.  $\text{H}_2 + \text{Na} =$
7.  $\text{NaN} + \text{H}_2\text{O} =$
8.  $\text{KClO}_3 =$

12.  $\text{H}_2\text{O}_2$  (дисоціація) =
13.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 =$
14.  $\text{H}_2\text{O}_2$  (розклад) =
15.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
16.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 =$

В окислювально-відновних реакціях знайдіть, які елементи змінюють ступінь окислення, вкажіть окислювач, відновник, тип реакції. а також кількості електронів, що беруть участь у процесі. Розставте коефіцієнти за поданим нижче зразком, основні коефіцієнти підкресліть.



### Експериментальна частина

1. До 1 гранули цинку додайте 2-3 мл розведеної соляної кислоти нагрійте. Газ, що виділяється, зберіть у пробірку методом витіснення води, піднесіть її до полум'я пальника. Що спостерігається? В якій ролі виступає водень у першій та другій реакціях?

2. До 1 гранули алюмінію додайте 2-3 мл розведеного розчину гідроксиду натрію. Далі виконуйте так, як в досліді 1.

3. Пробірку, в якій міститься приблизно 0,5 г оксиду міді(II), закріпіть у штативі під невеликим кутом отвором донизу. Нагрійте оксид міді і пропускайте у пробірку водень з апарата Кіппа. Що спостерігається? В якій ролі виступає водень?

4. Нагрійте у пробірці невелику кількість перманганату калію (близько 0,5 г.). Який газ виділяється? Як це довести?

5. Нагрійте хлорат калію (0,5 г) до розплавлення. Перевірте, чи виділяється при цьому кисень. Що відбувається при додаванні оксиду марганцю (IV)? Яка його роль? Визначте, який газ виділяється.

6. У колбу місткістю 100 мл зберіть кисень методом витіснення води так, щоб у колбі залишилось приблизно 10 мл води. На залізній ложці підпаліть сірку і внесіть у колбу. Порівняйте горіння сірки на повітрі та в кисні. Після закінчення реакції струсіть колбу. Визначте реакцію середовища одержаного розчину за допомогою індикатора або рН-метра (іономіра). Зробіть висновок про властивості одержаного оксиду.

7. До розчину пероксиду водню додайте трохи оксиду марганцю (IV). Що спостерігається? Яка роль оксиду марганцю?

8. До розчину йодиду калію додайте такий же об'єм розведеної сірчаної кислоти, а потім розчин пероксиду водню. Що спостерігається? Які властивості

виявляє в цій реакції пероксид водню?

9. До 0,5 мл розчину бром у воді ( бромна вода ) додайте пероксид водню. Що спостерігається? Які властивості виявляє в цій реакції пероксид водню?

Варіанти завдань	Досліди	Рівняння реакцій
1	1 4 7	1 5 7 11 12 16
2	2 5 8	2 3 6 8 14 -
3	3 6 9	4 9 10 13 15 -

## Лабораторна робота 16

### ГАЛОГЕНИ

[2. гл.12, с.351-372. 2. гл.17. с.337-348. 4. с.13-19.]

#### Завдання для домашньої підготовки

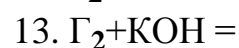
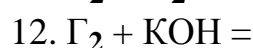
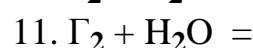
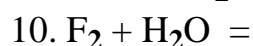
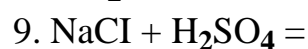
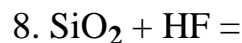
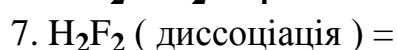
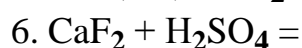
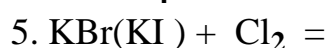
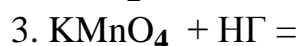
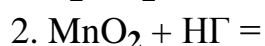
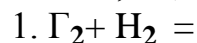
Будова атомів галогенів. Ступені окислення. Способи добування. Фізичні та хімічні властивості. Зміна властивостей галогенів від фтору до йоду.

Галогеноводні. Добування, фізичні та хімічні властивості. Зміна властивостей в ряду від HF до HI. Галогеніди металів.

Взаємодія галогенів з водою та лугами. Зміна властивостей в ряду кисневмісних кислот хлору: HClO, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub> та в рядах кислот галогенів: HClO, HIO, HBrO, HClO<sub>3</sub>, HBrO<sub>3</sub>, HIO<sub>3</sub>.

#### Складіть рівняння реакцій

Г = Cl, Br, I



#### Експериментальна частина

1. До розчину фториду натрію додайте розчини солей кальцію та свинцю. Що спостерігається? Зробіть висновок про розчинність фторидів цих металів.

2. За допомогою рН-метра визначте рН розчинів фториду натрію та хлориду натрію. Як пояснити різницю одержаних значень рН ?

3. До оксиду марганцю(IV) додайте 1 мл концентрованої соляної кислоти ( витяжна шафа! ), нагрійте. Який газ виділяється, як це довести? При виконанні досліду можна використати смужку паперу, змочену розчином йодиду калію.

4. Проведіть дослід, аналогічний досліду 3, використавши як окислювач перманганат калію.

5. До суміші кристалічних оксидів марганцю(IV) та хлориду натрію (по 0,3 - 0,5 г) додайте близько 0,5 мл концентрованої сірчаної кислоти (*витяжна шафа!*). Суміш нагрійте. Який газ виділяється як це довести?

6. Проведіть дослід, аналогічний досліду 5, використавши замість хлориду натрію бромід калію.

7. До розчину йодиду калію додайте рівний об'єм розведеної сірчаної кислоти, а потім розчин перманганату калію. Що спостерігається?

8. До розчинів броміду калію та йодиду калію додайте розчин хлору (хлорну воду). Що спостерігається?

9. До 1 г кристалічного хлориду натрію додайте близько 1 мл концентрованої сірчаної кислоти (витяжна шафа!). Газ, що виділяється, зберіть у суху пробірку. Пробірку з зібраним газом закрийте скляною пластинкою. Потім занурте пробірку у воду отвором донизу. Заберіть пластинку. Що спостерігається? Що утворилось у пробірці, як це довести?

10. За допомогою рН-метра визначте рН розчину хлору. Поясніть знайдене значення рН.

11. Проведіть дослід з розчином бромю, аналогічний досліду 10.

12. До розчину бромю додайте розчин гідроксиду натрію. Що спостерігається, чому? Виконайте аналогічний дослід з розчином йоду.

Варіанти завдань	Досліди	Рівняння реакцій
1	1 4 7 10	1 4 7 10 14
2	2 5 8 11	2 5 8 11 13
3	3 6 9 12	3 6 9 12 14

#### Список рекомендованої літератури

1. Глинка Н.Л. Общая химия - Л.: Химия, 1986-1990. - 702 с.
2. Зубович И.А. Неорганическая химия. - М.:Высш. шк., 1989. - 432 с.
3. Рейтер Л. Г., Басов В. П. Химия для металлургов. Теоретические разделы. - К.:НМК ВО, 1992. -174 с.
4. Рейтер Л.Г. Хімія для металлургів. Властивості найважливіших елементів. - К.; ІСІІ, 1995. -160 с.



Завдання та методичні вказівки до лабораторних робіт з загальної та неорганічної хімії для студентів інженерно-фізичного факультету /Укл.: Л. Г. Рейтер, В. Г. Матяшов, Т. В. Пацкова, І. В. Лісовська. – К.: НТУУ КПІ, 2002 - 31 с.

Укладачі:

Рейтер Ліон Григорович  
Матяшов Віктор Георгійович  
Пацкова Тетяна Валентинівна  
Лісовська Ірина Володимирівна

Відповідальний редактор О. М. Степаненко

Рецензент: К. Д. Бутова