



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

**Міністерство освіти і науки України**  
Національний університет водного господарства та  
природокористування

**Кафедра хімії та фізики**

**05-06-13**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних робіт з навчальної  
дисципліни „**ХІМІЯ**” для студентів за напрямом підготовки  
6.060103 „Гідротехніка (водні ресурси)”,  
професійне спрямування «Гідромеліорація»  
денної та заочної форм навчання

Рекомендовано  
методичною комісією  
за напрямом підготовки  
6.060103 «Гідротехніка  
(водні ресурси)»,  
протокол №\_\_від»\_\_\_.\_\_2013 р.

Рівне – 2013 р.



Національний університет

водного господарства

та природокористування

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни „Хімія” для студентів за напрямом підготовки 6.060103 „Гідротехніка (водні ресурси)”, професійне спрямування «Гідромеліорація»/І.Є.Манековська, Г.І.Назарук - Рівне: НУВГП, 2013. - 22 с.

Упорядники: І.Є.Манековська, доцент кафедри хімії та фізики  
Г.І.Назарук, ст.викладач кафедри хімії та фізики



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

Відповідальний за випуск: М.В.Яцков, канд.техн.наук,  
завідувач кафедри хімії та фізики

© Манековська І.Є.,  
Назарук Г.І., 2013  
© НУВГП, 2013



	Стор.
<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Лабораторна робота № 1.</b> Визначення молярної маси еквівалента металу.....	5
<b>Лабораторна робота № 2.</b> Класи неорганічних сполук. Оксиди. Основи. Амфотерні гідроксиди.....	7
<b>Лабораторна робота № 3.</b> Класи неорганічних сполук. Кислоти. Солі.....	8
<b>Лабораторна робота № 4.</b> Залежність швидкості гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин.....	9
<b>Лабораторна робота № 5.</b> Приготування розчину хлоридної кислоти і визначення його концентрації титруванням.....	11
<b>Лабораторна робота № 6.</b> Реакції в розчинах електролітів. Йонно-молекулярні рівняння.....	13
<b>Лабораторна робота № 7.</b> Йонний добуток води. Визначення та обчислення водневого показника розчинів.....	14
<b>Лабораторна робота № 8.</b> Дослідження гідролізу солей.....	16
<b>Лабораторна робота № 9.</b> Окисно-відновні реакції.....	19
<b>Лабораторна робота № 10.</b> Визначення загальної лужності і карбонатної твердості води.....	20
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	21



## ПЕРЕДМОВА

Успішне вивчення дисципліни „Хімія” передбачає поєднання теоретичного матеріалу з виконанням лабораторних робіт, які є складовою частиною курсу. В процесі виконання лабораторних робіт студенти повинні навчитись користуватись хімічними лабораторними приладами та хімічним посудом, фіксувати та пояснювати спостереження і результати експериментальних досліджень, виконувати розрахунки на їх основі, навчитись узагальнювати результати дослідів і робити висновки, користуватись навчальною і довідковою літературою для самостійного поповнення знань.

### **Правила виконання лабораторних робіт**

Виконання лабораторних робіт є можливим лише при умові попередньої підготовки, тому перед лабораторним заняттям студент повинен вивчити теоретичний матеріал до роботи та порядок її виконання.

Всі роботи в лабораторії виконуються бригадами, які складаються з 2-х студентів. За кожним студентом на весь час роботи закріплюється постійне робоче місце. Для запису результатів дослідів необхідно вести лабораторний журнал (зошит з полями для зауважень викладача). В журналі обов'язково треба відмічати умови проведення дослідів, записувати рівняння реакцій, а також робити висновки. Після закінчення лабораторної роботи журнал необхідно дати викладачу для перевірки і підпису.

### **Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт**

Починати виконання роботи можна тільки з дозволу викладача. Реактиви слід брати в таких кількостях, які вказані в методичних вказівках. Склянки з реактивами потрібно закривати корками і ставити на місце. Надлишок реактиву не можна виливати назад в склянку. Використані реактиви слід виливати в раковину. Всі дослідів з концентрованими кислотами, лугами та іншими шкідливими речовинами треба проводити тільки під тягою.

Гарячий посуд не можна ставити на лабораторний стіл.

Про витік газу і в усіх нещасних випадках необхідно негайно повідомити чергового лабораторна і викладача!



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

### Експериментальна частина

Для роботи необхідно: барометр-анероїд; термометр; розчин сульфатної кислоти; наважки металу; пробірка; лійка; прилад для визначення молярної маси еквівалента металу (рис.1).

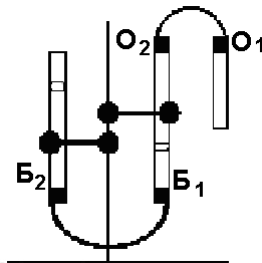
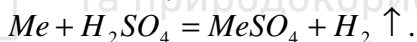


Рис.1

Метод визначення молярної маси еквівалента металу заснований на здатності металу витіснити водень з кислоти:



(В наведеному рівнянні реакції *Me* двовалентний).

Вимірюючи кількість водню, що утворився при взаємодії певної наважки металу з надлишком кислоти, можна визначити молярну масу еквівалента металу.

Перед початком досліду необхідно перевірити прилад на герметичність. Для цього, перевіривши щільність закриття отворів  $O_1$  та  $O_2$ , підняти бюретку  $B_2$  на висоту 15-20 см, закріпити її в цьому положенні і спостерігати протягом 2-3 хвилин за положенням рівня води. Якщо рівень води не змінюється, прилад готовий до роботи і можна почати працювати.

Спочатку необхідно встановити бюретки так, щоб вода в них була точно на одному рівні. Відмітити і записати положення меніска в бюретці  $B_1$ . Від'єднати пробірку і налити 5-6 мл розчину сульфатної кислоти через лійку, щоб край пробірки був сухий. Нахилити пробірку і покласти наважку металу на край пробірки. Тримавши пробірку під нахилом, приєднати її до бюретки  $B_1$ , потім повернути пробірку і встановити вертикально, щоб наважка металу



впала на дно пробірки. Коли весь метал прореагує, дати пробірці охолонути (близько 5 хвилин), привести положення води в бюретках до одного рівня і точно відмітити рівень води в бюретці  $B_1$ . Різниця вимірювань до і після реакції металу з кислотою являє об'єм водню, що виділився. Відмітити та записати показники термометра та барометра під час досліду. По таблиці 1 знайти тиск насиченої водяної пари при температурі досліду.

Таблиця 1.1

Тиск насиченої водяної пари при різних температурах

$t^0, C$		15	16	17	18	19	20	21	22	23
$P_{H_2O}$	мм.рт.ст	12,8	13,6	14,5	15,6	16,5	17,5	18,6	19,4	21,0
	кПа	1,71	1,82	1,94	2,08	2,20	2,34	2,48	2,59	2,80

**Результати досліду:**  $m$  - наважка металу, г;  $V$  – об'єм водню, що виділився, мл;  $t$  – температура під час досліду,  $^0C$ ;  $P$  – атмосферний тиск, Па;  $P_{H_2O}$  - тиск насиченої водяної пари, Па (по таблиці).

### Обробка результатів досліду

За результатами досліду провести наступні обрахунки:

1. Об'єм водню, що виділився привести до нормальних умов за формулою:

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{V(P - P_{H_2O})}{T} \Rightarrow V_0 = \frac{v(P - P_{H_2O}) \cdot T_0}{P_0 T};$$

де  $V$  – об'єм водню, що виділився;

$T_0$  – 273 К;

$T$  – абсолютна температура під час досліду ( $273 + t^0C$ );

$P$  – атмосферний тиск, Па;

$P_0$  – нормальний тиск (101325 Па);

$P_{H_2O}$  - тиск насиченої водяної пари, Па.

2. Обчислити молярну масу еквівалента металу за формулою, що є математичним виразом закону еквівалентів:

$$\frac{m(Me)}{Me(Me)} = \frac{V_0(H_2)}{V_E(H_2)} \Rightarrow Me(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_E(H_2)}{V_0(H_2)};$$

$$V_E(H_2) = 11200 \text{ мл/моль};$$



$V_0$  – об'єм водню, що виділився за нормальних умов.

3. За молярною масою еквівалента обчислити молярну масу металу, знаючи, що він двовалентний, і визначити, який це метал:

$$M = z \cdot Me,$$

де  $z$  – валентність металу.

4. Обчислити теоретичну молярну масу еквівалента цього металу за формулою:

$$Me = f_{EKB} \cdot M,$$

де  $f_{EKB} = \frac{1}{z}$ .

5. Порівняти одержану молярну масу еквівалента металу з теоретичною і визначити відсоток похибки:

$$\% \text{ похибки} = \frac{(Me_{TEOP.} - Me_{EКСП.})}{Me_{TEOP.}} \cdot 100\%.$$

Відносна похибка не повинна перевищувати 1%.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ОКСИДИ. ОСНОВИ. АМФОТЕРНІ ГІДРОКСИДИ

### Експериментальна частина

#### 1. Хімічні властивості основних оксидів

а) Вмістити в дві пробірки невелику кількість порошоків кальцій оксиду та купрум(II) оксиду. Прилити по 1-2 мл води і додати по 1-2 краплі фенолфталеїну. В якій пробірці змінилось забарвлення індикатора? Пояснити його зміну. Написати рівняння реакції.

б) Вмістити в дві пробірки ті ж оксиди в такій самій кількості. В обидві пробірки додати по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

#### 2. Хімічні властивості кислотних оксидів

а) Налити в пробірку  $\approx 2-3$  мл дистильованої води, додати 1-2 краплі лакмусу. Пропустити у воду вуглекислий газ до зміни забарвлення розчину. Пояснити зміну забарвлення лакмусу. Написати рівняння реакції.



б) Налити в пробірку  $\approx 2-3$  мл вапняної води (розчин  $Ca(OH)_2$ ) і пропускати вуглекислий газ до утворення осаду. Скласти рівняння реакції.

### 3. Хімічні властивості амфотерних оксидів

Вмістити в три пробірки невелику кількість порошку цинк оксиду. Прилити  $\approx$  по 1-2 мл розчинів: в першу – води, в другу – нітратної кислоти, в третю – концентрованого лугу. Що спостерігається? Скласти рівняння реакцій.

### 4. Одержання нерозчинних у воді основ

а) До 8-10 крапель розчину купрум(II) сульфату прилити рівний об'єм розчину лугу. Записати спостереження. Скласти рівняння реакції.

б) До 8-10 крапель розчину ферум(III) хлориду прилити рівний об'єм розчину лугу. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

### 5. Міцність основ

Осади основ, одержаних в досліді 4, нагріти разом з рідиною до кипіння. В якій пробірці відбувається реакція? Написати її рівняння.

### 6. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

До 203 мл розчину алюміній сульфату краплями при перемішуванні додавати розбавлений розчин лугу до утворення осаду. Половину осаду разом з рідиною перенести в другу пробірку. В одну пробірку додати 8-10 крапель розчину сульфатної кислоти, в другу – стільки ж лугу. Пояснити спостереження. Скласти рівняння реакцій.

## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3 КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КИСЛОТИ. СОЛІ**

### **Експериментальна частина**

#### 1. Середні солі

1.1. В пробірку налити 8-10 крапель розчину  $NaOH$ , 2 краплі фенофталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення. Написати рівняння реакції нейтралізації.





1.2. Налити в пробірку 8-10 крапель розчину натрій фосфату і додати декілька крапель розчину кальцій хлориду до утворення осаду середньої солі. Написати рівняння реакції між двома солями. Де використовується ця сіль?

## 2. Кислі солі

2.1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (1.2) додавати по краплях фосфатну кислоту до розчинення осаду. Написати рівняння реакції перетворення середньої солі в кислі. Скільки кислих солей можна одержати? Де вони використовуються?

2.2. Налити в пробірку 1-2 мл вапняної води (розчин  $Ca(OH)_2$ ) і пропускати вуглекислий газ до розчинення осаду. Знову додати вапняної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

## 3. Основні солі

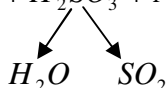
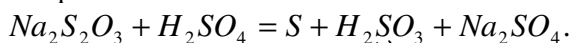
3.1. Налити в дві пробірки по 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату. В одну з них додати рівний об'єм розчину лугу  $NaOH$ , а в другу розбавлений луг приливати краплями (2-3 краплі) при перемішуванні до появи осаду. Звернути увагу на різний колір осадів. Скласти рівняння реакцій утворення гідроксиду та основної солі.

3.2. Половину вмісту пробірки з основною сіллю перенести в іншу пробірку і додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі у відповідний гідроксид. Вміст пробірок з осадами гідроксиду та основної солі нагріти до кипіння. В якій пробірці і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння реакції.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4 ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ГОМОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

### Експериментальна частина

Класичним прикладом гомогенної реакції є взаємодія між розчинами натрій тіосульфату і сульфатної кислоти, яка відбувається за рівнянням:





Сірка утворює з водою колоїдний розчин – з'являється ледь помітна каламуть.

Для визначення швидкості реакції необхідно виміряти секундоміром час від моменту зливання розчинів до появи каламуті. Знаючи час перебігу реакції  $\tau$ , легко визначити відносну швидкість реакції, яка є величиною, оберненою часу:  $v = 1/\tau$ .

### Хід роботи

На стінках восьми сухих пробірок проставте восковим олівцем номери: 1, 2, 3, 4, 1а, 2а, 3а, 4а. В перші чотири пробірки налейте з бюретки (відлік за нижнім меніском) по 6 мл 2н. розчину сульфатної кислоти. В інші чотири пробірки налейте з бюреток вказане в таблиці число мілілітрів розчину натрій тіосульфату і води. Наведену таблицю перепишіть в лабораторний журнал.

Влийте вміст пробірки 1а в пробірку 1 та в той же час увімкніть секундомір, перемішайте розчини в пробірці, затуливши отвір її великим пальцем і перевертаючи дном доверху і назад. Як тільки помітите слабку каламуть, вимкніть секундомір. Запишіть результат в таблицю.

№ пробірки	Об'єм, мл		Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$ $\frac{a}{a+b}$	Час (за секундоміром), $\tau$	Швидкість реакції $\times 100$ $v = \frac{100}{\tau}$
	розчину $Na_2S_2O_3$ а	$H_2O$ b			
1а	6	0	1		
2а	4	2	2/3		
3а	3	3	1/2		
4а	2	4	1/3		

Зробіть аналогічні досліди з розчинами в усіх інших пробірках. За одержаними даними побудуйте на міліметровому папері графік залежності між швидкістю реакції (ось ординат) і концентрацією (ось абсцис). Зручний масштаб: максимальна концентрація 9 см, максимальна швидкість 8 см. Графік вклейте в журнал.



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5 ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ХЛОРИДНОЇ КИСЛОТИ І ВИЗНАЧЕННЯ ЙОГО КОНЦЕНТРАЦІЇ ТИТРУВАННЯМ

### Експериментальна частина

**Завдання 1.** Приготувати 100 мл 0,1 н. (0,1 моль-екв/л) розчину хлоридної кислоти з розчину з заданою густиною.

По таблиці за заданою густиною знайдіть масову частку розчину, а потім зробіть відповідні розрахунки, а саме:

1. Обчисліть масу гідрогенхлориду  $HCl$ , необхідну для приготування 100 мл 0,1н. розчину хлоридної кислоти за формулою:

$$C_{H.} = \frac{m(HCl)}{Me(HCl) \cdot V_{P-HV}}, \quad (1)$$

звідки  $m(HCl) = C_{H.}(HCl) \cdot Me(HCl) \cdot V_{P-HV}$  (2)

2. Обчисліть масу заданого розчину хлоридної кислоти, яка містить розраховану кількість гідрогенхлориду, застосувавши формулу:

$$\omega = \frac{m(HCl)}{m_{P-HV}(HCl)} \cdot 100\%. \quad (3)$$

З цієї формули маса розчину хлоридної кислоти:

$$m_{P-HV}(HCl) = \frac{m(HCl) \cdot 100\%}{\omega}. \quad (4)$$

3. Підставте в формулу (4) обчислене значення маси гідрогенхлориду з формули (2)

Одержимо:

$$m_{P-HV}(HCl) = \frac{C_{H.}(HCl) \cdot Me(HCl) \cdot V_{P-HV} \cdot 100\%}{\omega}. \quad (5)$$

4. Об'єм розчину знайдіть за формулою:

$$V = \frac{m_{P-HV}(HCl)}{\rho}. \quad (6)$$

### Приготування розчину

Налийте на 1/3 об'єму мірної колби на 100 мл дистильованої води, прилійте з бюретки обчислений об'єм вихідного розчину

хлоридної кислоти, перемішайте вміст колби і долийте води до мітки на горлі колби. Концентрація одержаного розчину дорівнює приблизно 0,1 моль-екв/л. Визначити її з високою точністю можна методом об'ємного аналізу – титруванням.

**Завдання 2.** Визначити точну концентрацію приготованого розчину хлоридної кислоти титруванням.

Закріплену в штативі бюретку заповніть титрованим розчином  $NaOH$  і встановіть рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Чистою піпеткою на 10 мл, ополоснутою приготованим розчином  $HCl$ , за допомогою груші відберіть 10 мл цього розчину в конічну колбу, додайте 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну (безбарвний в кислому середовищі і малиновий – в лужному) і поставте колбу на аркуш білого паперу під бюретку (носик бюретки має на 1-2 см входити в горло колби). При безперервному перемішуванні досліджуваного розчину до нього приливайте з бюретки по краплях розчин натрій гідроксиду до того моменту, поки від однієї краплі лугу розчин в колбі забарвиться в малиновий колір. Це означає, що вся кислота в колбі нейтралізована еквівалентною кількістю лугу, а остання крапля зумовила слабколужну реакцію розчину і зміну забарвлення індикатора. Перше титрування є приблизним.

Точне титрування необхідно провести не менше трьох разів. Послідовність операцій така ж сама. Рівень розчину лугу в бюретці весь час встановлюється на нулі. Луг з бюретки приливайте швидко і тільки останні 1-2 мл – повільно, щоб уловити момент появи забарвлення від однієї краплі лугу.

Результати титрування запишіть в таблицю.

№ титрування	$V_{HCl}$ , мл	$V_{NaOH}$ , мл	$C_{H. NaOH}$	$C_{H. HCl}$
1	10	а	0,1	-
2	10	б	0,1	-
3	10	с	0,1	-
Середнє	10	Сер.	0,1	Сер.

Обчисліть  $C_{H.}(HCl)$  за формулою, яка виражає закон еквівалентів для розчинів:

$$V_1 \cdot C_{H.1} = V_2 \cdot C_{H.2}.$$



Підставте в формулу  $V_{NaOH}$  (середнє).

$$C_{H(HCl)} = \frac{V_{NaOH(середнє)} \cdot C_{H/NaOH}}{V_{HCl}}$$

Відсоток похибки досліду обчисліть за формулою:

$$\% \text{ пох.} = \frac{|C_{H.ТЕОР.} - C_{H.ЕКСП.}|}{C_{H.ТЕОР.}} \cdot 100\%.$$

( $C_{H.ТЕОР.} = 0,1н.$ )

Відносна похибка не має перевищувати 1%.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6 РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ЙОННО- МОЛЕКУЛЯРНІ РІВНЯННЯ

### Експериментальна частина

#### 1. Реакції з утворенням осадів

В три пробірки налити по 8-10 крапель розчинів натрій, магній та цинк сульфатів, потім в кожну пробірку прилити стільки ж розчину барій хлориду. Що спостерігається? Написати молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій.

#### 2. Реакції з утворенням газуватих малорозчинних речовин

2.1. Налити в пробірку 8-10 крапель розбавленої хлоридної кислоти і додати до неї кальцій карбонату. Що спостерігається? Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

2.2. До 8-10 крапель розчину натрій карбонату додати стільки ж розбавленого розчину сульфатної кислоти. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

#### 3. Реакції з утворенням малодисоційованих речовин (слабких електролітів)

В пробірку налити 8-10 крапель розчину натрій ацетату і додати стільки ж розбавленої хлоридної кислоти. Спостерігати (по запаху) виділення ацетатної кислоти. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння реакції.

#### 4. Зміщення йонної рівноваги при додаванні однойменних йонів

В пробірку налити 1-2 мл розбавленої ацетатної кислоти, додати 2-3 краплі розчину лакмусу. Відмітити колір розчину. Половину вмісту пробірки перелити в іншу пробірку і додати трошки кристалічного натрій ацетату. Перемішати вміст пробірки скляною паличкою. Порівняти колір розчинів в двох пробірках. Пояснити спостереження, застосувавши до йонної рівноваги принцип Ле Шательє.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

### ЙОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ. ВИЗНАЧЕННЯ ТА ОБЧИСЛЕННЯ ВОДНЕВОГО ПОКАЗНИКА РОЗЧИНІВ

#### Експериментальна частина

##### 1. Визначення забарвлення індикаторів в нейтральному, кислому та лужному середовищах

Встановити в штативі 9 пробірок. В перші три пробірки налити  $\approx$  по 1 мл дистильованої води, в інші три –  $\approx$  по 1 мл 0,1М розчину хлоридної кислоти, в останні три –  $\approx$  по 1 мл 0,01М розчину натрій гідроксиду. В кожен з трьох пробірок з дистильованою водою, кислотою та лугом додати по 1-2 краплі індикаторів метилоранжу, лакмусу, фенолфталеїну. Який колір набувають індикатори в різних середовищах?

Користуючись таблицею 7.1, визначити наближене значення  $pH$  досліджуваних розчинів та зробити висновок про доцільність використання того чи іншого індикатора для визначення реакції середовища.

Таблиця 7.1

Інтервали переходу та характерне забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчевий	$pH > 4,4$ жовтий
Лакмус	$pH < 5$ червоний	$5 < pH < 8$ фіолетовий	$pH > 8$ синій
Фенолфталеїн	$pH < 8,2$ безбарвний	$8,2 < pH < 10,0$ блідомалиновий	$pH > 10$ малиновий



## 2. Колориметричне визначення $pH$ розчинів за допомогою універсального індикаторного паперу

В чотири пробірки налити  $\approx$  по 1-2 мл 0,1М розчину сильної хлоридної кислоти, 0,01М розчину сильної основи натрій гідроксиду, 0,1М розчину слабкої ацетатної кислоти та 0,1М розчину слабкої основи амонійгідроксиду.

Спостереження записати в таблицю 7.2.

Таблиця 7.2

Індикатор	Колір індикатора, наближене значення $pH$			Висновок
	дистильована вода	0,1М розчин $HCl$	0,01М розчин $NaOH$	
Метилоранж				
Лакмус				
Фенолфталеїн				

Скляною паличкою перенести краплю кожного розчину на смужку універсального індикаторного паперу і порівняти з еталонною шкалою кольорів. За допомогою універсального індикаторного паперу можна визначити  $pH$  з точністю до 1. Результати внести в таблицю 7.3.

## 3. Обчислення $pH$ одноосновних кислот та однокислотних основ

Для обчислення  $pH$  користуються формулами:

1. Сильна одноосновна кислота  $pH = -\lg C_M$  (кислоти).

2. Слабка одноосновна кислота  $pH = \frac{1}{2}(pK_{\text{кисл.}} - \lg C_M(\text{кисл.}))$ ,

де  $pK_{\text{кисл.}} = -\lg K_D(\text{кисл.})$  ( $K_D$  – константа дисоціації кислоти).

3. Сильна однокислотна основа:  $pH = 14 - pOH$ ;

$$pOH = -\lg C_M(\text{ОСНОВИ})$$

$$pH = 14 + \lg C_M(\text{ОСНОВИ}).$$

4. Слабка однокислотна основа:

$$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_{(\text{ОСН.})} - \lg C_M(\text{ОСНОВИ})).$$

Обчислити  $pH$  розчинів вказаних кислот і основ. Внести результати обчислень в таблицю 7.3.

Визначити  $pH$  за допомогою  $pH$ -метра з точністю до 0,01. Результати представити в таблиці 7.3.



Таблиця 7.3

Електроліт	$C_M$ , моль/л	Значення $pH$		
		розраховане	за універсальним індикатором	за $pH$ метром
$HCl$	0,1			
$CH_3COOH$	0,1			
$NaOH$	0,01			
$NH_4OH$	0,1			

#### 4. Визначення активної реакції ( $pH$ ) ґрунтового розчину

В три пробірки налити по 2-3 мл дистильованої води. В кожен з них покласти невеликі грудочки різних видів ґрунтів. Перемішати, дати відстоятись і з допомогою універсального індикаторного папірця визначити  $pH$  водних ґрунтових розчинів. Результати вимірювань внести в таблицю 7.4. Які речовини –  $CaSO_4$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $CaCO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $FeSO_4$  – потрібно внести в ґрунтові розчини для їх нейтралізації? Після нейтралізації знову визначити  $pH$  ґрунтових розчинів.

Таблиця 7.4

№ пробірки з водою	Вид ґрунту	$pH$ розчину	Речовини, які нейтралізують ґрунтовий розчин	$pH$ після нейтралізації
1				
2				
3				

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8 ДОЛІДЖЕННЯ ГІДРОЛІЗУ СОЛЕЙ

### Експериментальна частина

#### 1. Ступінчастий гідроліз солей. Зміщення рівноваги гідролізу

1.1. Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами





1.1.1. В дві пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчинів натрій карбонату та натрій сульфату. Визначити  $pH$  індикаторним папірцем. Написати скорочені йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу цих солей. Пояснити, чому гідроліз відбувається за I-им ступенем. На основі одержаних значень  $pH$  та довідкових даних щодо  $K_{дис}$  слабких кислот, які утворюють солі, встановити, яка сіль має більший ступінь гідролізу.

1.1.2. В пробірки з розчинами натрій карбонату та натрій сульфату додати по 2-3 краплі хлоридної кислоти. Пояснити, чому виділяється газ і як впливає додавання кислоти на рівновагу гідролізу. Написати йонно-молекулярні рівняння II-го ступеня гідролізу солей.

## 1.2. Гідроліз солей, утворених слабкими багатокислотними основами

1.2.1. В дві пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчинів ферум(III) хлориду та магній хлориду. Визначити  $pH$  розчинів універсальним індикаторним папірцем. Пояснити, чому гідроліз відбувається за I-им ступенем. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій.

1.2.2. До розчинів ферум(III) хлориду та магній хлориду додати по декілька крапель лугу до утворення осадів. Як впливає додавання лугу на рівновагу гідролізу? Написати йонно-молекулярні рівняння II-го ступеня гідролізу для  $MgCl_2$  та II-го і III-го – для  $FeCl_3$ . На основі порівняння добутоків розчинності слабких основ, що утворили ці солі, зробити висновок про ступені гідролізу солей. Результати дослідів звести в таблицю 8.1. ( $DP(Mg(OH)_2) = 5 \cdot 10^{-12}$ ;  $DP(Fe(OH)_3) = 3 \cdot 10^{-38}$ ).

Таблиця 8.1

Показники	Солі, які гідролізуються			
	$Na_2CO_3$	$Na_2SO_3$	$FeCl_3$	$MgCl_2$
1	2	3	4	5
Продукти гідролізу за I-шим ступенем				
Значення $pH$ . Характеристика середовища				



1	2	3	4	5
Яка речовина додається для підсилення гідролізу				
Кількість можливих ступенів гідролізу				
Кінцеві продукти гідролізу				
К <sub>дис.</sub> або ДР слабких електrolітів, які утворюють сіль				



## 2. Спільний гідроліз солей

2.1. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ферум(III) хлориду. Що спостерігається? Написати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння реакції спільного гідролізу солей. Пояснити, чому цей процес необоротний.

2.2. До каламутної води (2/3 пробірки) додати 5-7 крапель розчину алюміній хлориду та 2-3 краплі розчину натрій гідроксиду. Перемішати вміст пробірки і залишити на 3-5 хвилин. Пояснити принцип очищення каламутної води. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій, які відбулись.

## 3. Вплив температури на ступінь гідролізу солей

До 1-2 мл розчину натрій ацетату додати 1-2 краплі фенолфталеїну. Частина розчину перелити в іншу пробірку і довести до кипіння. Які зміни відбулись після кип'ятіння? Про що це свідчить? Написати йонно-молекулярне рівняння реакції гідролізу солі.



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

### Експериментальна частина

#### 1. Окиснення ферум(II) сульфату у ферум(III) сульфат різними окисниками

В дві пробірки налити  $\approx$  по 8-10 крапель розчину ферум(II) сульфату  $FeSO_4$  і  $\approx$  по 5-10 крапель розбавленої сульфатної кислоти. В одну пробірку додати 8-10 крапель калій дихромату  $K_2Cr_2O_7$ , в другу – стільки ж калій перманганату  $KMnO_4$ . Потім в кожен пробірку прилити  $\approx$  5-6 крапель амоній роданіду  $NH_4SCN$ , який є реактивом на йон  $Fe^{3+}$  ( $Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$ ). За появою криваво-червоного забарвлення ферум(III) роданіду зробити висновок про окиснення йона  $Fe^{2+}$  в йон  $Fe^{3+}$ .

Написати рівняння реакцій, розставити коефіцієнти, визначити окисник і відновник та тип окисно-відновної реакції в кожному випадку. Обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.

#### 2. Самоокиснення-самовідновлення натрій сульфіту

В дві пробірки вмістити декілька кристаликів натрій сульфіту  $Na_2SO_3$ . Одну пробірку залишити як контрольну, другу – нагрівати протягом 5-6 хвилин. Дати пробірці охолонути. В обидві пробірки налити по 5-6 крапель дистильованої води, вміст пробірок перемішати скляними паличками до розчинення солей. Додати в кожен пробірку по 2-3 краплі купрум(II) сульфату. Звернути увагу на забарвлення в обох пробірках. Написати рівняння реакції, яка відбувається при нагріванні натрій сульфіту. Який з продуктів цієї реакції утворює осад з купрум(II) сульфатом? Написати рівняння реакції утворення осаду. Яка з реакцій є окисно-відновною? До якого типу окисно-відновних реакцій вона належить?

#### 3. Порівняльна сила окисників

3.1. В пробірку налити  $\approx$  1 мл розчину калій йодиду, додати  $\approx$  1 мл розчину натрій нітриту і декілька крапель 25%-го розчину сульфатної кислоти. Звернути увагу на зміну забарвлення розчину. Вміст пробірки прокип'ятити. Відмітити колір пари, що виділяється. Записати рівняння реакції. Розставити коефіцієнти,



визначити окисник та відновник, обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.

3.2. В пробірку налити 2 мл розчину калій перманганату, підкислити його 1-2 мл 25%-го розчину сульфатної кислоти і до одержаної суміші по краплях прилити розчин натрій нітриту до знебарвлення. Написати рівняння реакції, розставити коефіцієнти, визначити окисник та відновник. Обчислити молярну масу еквівалента окисника та відновника.

Пояснити, чому в першому випадку натрій нітрит є окисником, а в другому – відновником.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 10 ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ЛУЖНОСТІ І КАРБОНАТНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ



### Експериментальна частина

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Якщо з'явиться рожеве забарвлення, воду слід титрувати 0,1н. розчином хлоридної кислоти до знебарвлення. Потім в ту ж пробу додати 2-3 краплі розчину метилоранжу і продовжувати титрування 0,1н. розчином хлоридної кислоти до переходу забарвлення з жовтого в рожеве. Записати об'єм 0,1 н. розчину хлоридної кислоти, витрачений на титрування з фенолфталеїном, і загальний об'єм 0,1н. розчину хлоридної кислоти, витрачений на все титрування.

Загальну лужність ( $L_3$ ) води (ммольекв-л) визначають за формулою:

$$L_3 = \frac{V \cdot C_H \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммольекв-л)}$$

де  $V$  – загальний об'єм розчину хлоридної кислоти, витрачений на титрування взятого об'єму досліджуваної води, мл;  $V_{H_2O}$  – об'єм води, взятої для дослідження, мл;  $C_H$  – нормальна концентрація розчину хлоридної кислоти.

Для обрахунку карбонатної твердості визначають лужність досліджуваної води за фенолфталеїном ( $L_\phi$ ), яку обчислюють за формулою:



$$L_{\phi} = \frac{V_1 \cdot C_H \cdot 1000}{Y_{H_2O}},$$

де  $V_1$  - об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченої на титрування, мл.

Тоді  $L_{КАРБ} = L_3 - L_{\phi}$ . Якщо лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.



## ЛІТЕРАТУРА

1. І.Є.Манековська. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2006. – 279 с.
2. І.Є.Манековська, М.В.Яцков. Хімія, частина 1 (загально-теоретична). Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2004.- 193 с.
3. Глінка М.Л. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 1982. – 608 с.
4. Глінка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Химия, 1983. – 263 с.
5. Лабораторный практикум по общей химии/ Под редакцией Таперовой А.А. – М.: Высшая школа, 1976.
6. Гороновский И.Т., Назаренко Ю.П., Некряч Е.Ф. Краткий справочник по химии. – К.: Наукова думка, 1987. – 829 с.
7. Власов Л.Д., Мурин Б.П. Единицы физических величин в науке и технике. Справочник. – М.: „Энергоатомиздат”, 1990. – 176 с.
8. Корнілов М.Ю. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН, 1996. – 256 с.