



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

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

**Кафедра хімії**

**077 - 155**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни  
„Хімія” для студентів за напрямом підготовки  
6.170202 „Охорона праці” денної та заочної форм навчання

Затверджено на засіданні  
методичної комісії:  
напряму підготовки 6.170202,  
протокол №\_\_ від „\_\_” \_\_2013 р.

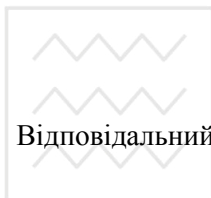
Рівне – 2013



Національний університет

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни „Хімія” для студентів за напрямом підготовки 6.170202 „Охорона праці” денної та заочної форм навчання/ І.Є. Манековська - Рівне: НУВГП, 2013. – 28 с.

Упорядник: І.Є. Манековська, доцент кафедри хімії



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

Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

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



<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.....	8
<b>Лабораторна робота № 3.</b> Класи неорганічних сполук. Кислоти. Солі.....	9
<b>Лабораторна робота № 4.</b> Залежність швидкості гомогенної реакції від концентрації реагуючих речовин.....	11
<b>Лабораторна робота № 5.</b> Приготування розчину хлоридної кислоти і визначення його концентрації титруванням.....	13
<b>Лабораторна робота № 6.</b> Реакції в розчинах електролітів. Йонно-молекулярні рівняння.....	16
<b>Лабораторна робота № 7.</b> Йонний добуток води. Визначення та обчислення водневого показника розчинів.....	18
<b>Лабораторна робота № 8.</b> Дослідження гідролізу солей.....	21
<b>Лабораторна робота № 9.</b> Окисно-відновні реакції.....	23
<b>Лабораторна робота № 10.</b> Ряд стандартних електродних потенціалів металів. Корозія металів та методи захисту від корозії.....	25
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	27



## ПЕРЕДМОВА

Лабораторний практикум є невід'ємною частиною курсу хімії. В процесі виконання лабораторних робіт складаються навички проведення хімічного експерименту, організації робочого місця, виконання правил техніки безпеки.

Методичні вказівки містять 10 лабораторних робіт, до кожної з яких дається опис методики проведення дослідів. Увага студентів весь час концентрується на спостереженнях за всіма змінами, що відбуваються в процесі дослідів. Виконуючи лабораторну роботу, студенти повинні робити самостійні висновки з власних спостережень.

До кожної лабораторної роботи розроблені завдання для самостійної підготовки. Готуючись до роботи, студент повинен за вказаною літературою вивчити теоретичний матеріал з даної теми, виконати вправи для самостійної роботи, законспектувати експериментальну частину роботи в зошиті для лабораторних робіт.

### 1. Загальні питання організації лабораторних робіт.

#### 1.1. Правила виконання лабораторних робіт.

Всі роботи в лабораторії виконуються бригадами, які складаються з двох 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 роботи висновки. Після закінчення лабораторної роботи журнал необхідно дати викладачу для перевірки і підпису.

#### 1.2. Охорона праці при виконанні лабораторних робіт.

Починати виконання лабораторної 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 досліди з концентрованими кислотами, лугами та іншими шкідливими речовинами треба проводити тільки під тягою.

Гарячий посуд не можна ставити на лабораторний стіл.

Про витік газу слід негайно повідомити чергового лаборанта або викладача.

В усіх нещасних випадках звертатись до викладача!



## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1 ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.25-28, с.30-31.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.17-19, с.21-22.

### Завдання для самостійної підготовки

1. Визначити молярні маси еквівалентів металів в таких сполуках:  $Mn_2O_7$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $AlCl_3$ .

2. Визначити молярні маси еквівалентів таких хімічних сполук:  $PbO_2$ ,  $Mn_2O_7$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2PO_4$ ,  $CaCl_2$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ .

3. При окисненні 2,81 г кадмію одержано 3,21 г кадмій оксиду. Визначити молярну масу еквівалента кадмію.

4. Обчислити молярну масу еквівалента цинку, якщо відомо, що 0,584 г його витіснили з кислоти 219 мл водню, виміряного при  $17^\circ C$  і 740 мм рт.ст.

5. При взаємодії ортофосфатної кислоти з лугом утворилась сіль  $Na_2HPO_4$ . Обчислити для цього випадку молярну масу еквівалента ортофосфатної кислоти.

### Експериментальна частина

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

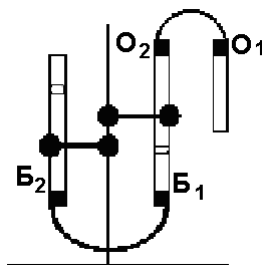
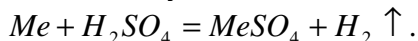


Рис.1



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. Тримаючи 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 досліді

За результатами досліді 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 досліді ( $273 + t^{\circ}C$ );  $P$  – 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:

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

$$\text{де } f_{EKB} = \frac{1}{z}.$$

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

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.37-42.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.26-31.

#### Завдання для самостійної підготовки

1. Визначити валентність елемента, що утворює оксид:  $SO_2$ ,  $Cl_2O_5$ ,  $Cl_2O$ ,  $Al_2O_3$ ,  $CrO_3$ ,  $MnO_2$ ,  $N_2O_5$ .

2. Скласти формули вищих оксидів таких елементів: Сульфуру, Фосфору, Мангану, Хлору, Натрію, Алюмінію, Нітрогену, Силіцію. Назвати ці оксиди.

3. Які з перерахованих пар оксидів модуть утворити солі:  $CaO$  та  $Al_2O_3$ ;  $BaO$  та  $Cr_2O_3$ ;  $BaO$  та  $Na_2O$ ;  $K_2O$  та  $P_2O_5$ ,  $SO_3$  та  $MgO$ ?

4. Вказати хімічний характер оксидів:  $CO$ ,  $MgO$ ,  $CrO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO$ ,  $MnO_2$ ,  $MnO_7$ ,  $N_2O$ . Які з цих оксидів можуть взаємодіяти: а) з натрій гідроксидом; б) сульфатною кислотою? Написати рівняння відповідних реакцій.

5. Скласти рівняння реакцій одержання: а) алюміній гідроксиду; б) ферум(II) гідроксиду; в) кальцій гідроксиду; г) цинк гідроксиду. Які з перелічених гідроксидів мають амфотерні властивості? Навести рівняння реакцій, що характеризують хімічний характер гідроксидів.

#### 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**

**Література:** 1. Манеківська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.42-46.



2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.31-35.

### Завдання для самостійної підготовки

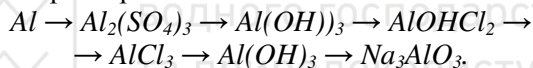
1. Скласти формули ангідридів таких кислот:  $H_3BO_3$  б  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2CrO_4$ ,  $HMnO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $H_3PO_4$ . Назвати кислоти і відповідні ангідриди.

2. Вказати основність таких кислот:  $H_3BO_3$ ,  $H_2SiO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2S$ ,  $H_2CrO_4$ ,  $HNO_3$ . Написати рівняння ступінчастої дисоціації цих кислот та визначити валентність кислотних залишків.

3. Скласти формули вказаних нижче солей: магній сульфат, натрій сульфід, кальцій нітрит, амоній сульфат, кальцій гідрогенсульфід, натрій дигідрогенфосфат, магніт гідрогенсульфіт, алюміній гідроксид сульфат, кальцій гідроксид нітрат, купрум(II) гідроксид карбонат, ферум(III) дигідроксид сульфат.

4. Дати назви солям:  $MgS$ ,  $Ca(HS)_2$ ,  $K_2HPO_4$ ,  $FeOHCl_2$ ,  $Al(HSO_4)_3$ .

5. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна виконати такі перетворення:



### 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 досліді (1.2) додавати по краплях фосфатну кислоту до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій 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 реакцій.

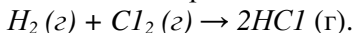
## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4** **ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ГОМОГЕННОЇ РЕАКЦІЇ** **ВІД КОНЦЕНТРАЦІЇ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН**

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.93-99.

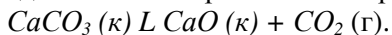
2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.85-92.

### **Завдання для самостійної підготовки**

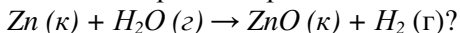
1. Написати вираз для швидкості реакції:



2. Написати вираз для константи рівноваги оборотної реакції:



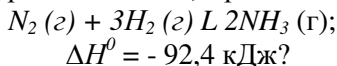
3. Як зміниться швидкість реакції при збільшенні тиску в 2 рази:





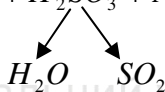
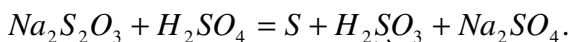
4. В скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури від 40 до 200<sup>0</sup>С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.

5. В якому напрямку буде зміщуватись рівновага: а) при підвищенні температури в системі; б) при підвищенні тиску:



### 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 переписіть 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 $\times \frac{100}{100}$ $v = \frac{100}{\tau}$
	розчину $Na_2S_2O_3$ a	$H_2O$ 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

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.103-107.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.95-99.

### Завдання для самостійної підготовки

1. З 700 г 6%-ного розчину сульфатної кислоти випарували 200 г води. Обчислити масову частку  $H_2SO_4$  в утвореному розчині.

2. Скільки г калій нітрату потрібно взяти для приготування 500 мл 0,1 М розчину?

3. В якому об'ємі 0,2 н. розчину натрій карбонату міститься 10,6 г солі?



4. Для нейтралізації 20 мл 0,1 н. розчину сульфатної кислоти витрачено 40 мл розчину калій гідроксиду. Яка нормальна (молярна концентрація еквівалента) розчину лугу?

5. Визначити молярну концентрацію еквівалента 0,1 молярного розчину ортофосфатної кислоти ( $H_3PO_4$ ).

### Експериментальна частина

Завдання 1. Приготувати 100 мл 0,1 н. (0,1 моль-екв/л) розчину хлоридної кислота 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.

Закріплена в штативі бюретку заповніть титрованим розчином  $NaOH$  і встановіть рівень рідини в бюретці на нульовій поділці. Чистою піпеткою на 10 мл, сполоснутою 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  $C_{H_2}(HCl)$  за формулою, яка виражає закон еквівалентів для розчинів:

$$V_1 \cdot C_{H_2.1} = V_2 \cdot C_{H_2.2}.$$

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

$$C_{H_2(HCl)} = \frac{V_{NaOH}(\text{середнє}) \cdot C_{H_2 / NaOH}}{V_{HCl}}.$$

Відсоток похибки досліду обчисліть за формулою:

$$\% \text{ пох.} = \frac{|C_{H_2.ТЕОР.} - C_{H_2.ЕКСП.}|}{C_{H_2.ТЕОР.}} \cdot 100\%.$$

( $C_{H_2.ТЕОР.} = 0,1н.$ )

Відносна похибка не має перевищувати 1%.

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

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.113-123.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.105-115.

### Завдання для самостійної підготовки

1. Написати рівняння ступінчастої дисоціації цинк гідроксиду в кислому і лужному середовищах.

2. Написати рівняння електролітичної дисоціації: а) алюміній сульфату; б) натрій гідрогенкарбонату; в) купрум(II) гідроксид нітрату.

3. Які з наведених нижче електролітів належать до сильних: цинк сульфід, сульфитна кислота, ферум(II) гідроксид, натрій карбонат? Написати для сульфитної кислоти вирази першої і другої констант дисоціації.



4. Написати молекулярне, йонно-молекулярне та скорочене йонно-молекулярне рівняння взаємодії між ферум(II) сульфідом і нітратною кислотою.

5. Скласти молекулярне та повне йонно-молекулярне рівняння, яке відповідає скороченому:  $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$ .

## Експериментальна частина

### 1. Реакції з утворенням осадів

В три пробірки налити по 8-10 крапель розчинів натрій, магній та цинк сульфатів, потім в кожен 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 трошки 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

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.125-131.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.117-123.

### Завдання для самостійної підготовки

1. Концентрація гідроксид-іонів дорівнює  $10^{-4}$  моль/л. Обчислити концентрацію йонів Гідрогену,  $pH$  і  $pOH$  розчину.

2. Визначити розчини, в яких  $pH = 3$ :  $0,001M NaOH$ ;  $0,001M HCl$ ;  $pOH = 11$ ;  $0,3M HCl$ .

3. В 2 л розчину міститься 7,3 г  $HCl$ . Обчислити молярну концентрацію розчину, концентрацію йонів Гідрогену та  $pH$  розчину.

4. Вибрати розчин з максимальним значенням  $pH$ :  $0,1M HCl$ ;  $0,1M CH_3COOH$ ;  $0,01M NaOH$ ;  $0,1M NaOH$ .

5. Вибрати кислі розчини: а)  $pH=8$ ; б)  $pH=3$ ;

в)  $pOH=6$ ; г)  $pOH=2$ ; д) концентрація  $[OH^-] = 10^{-2}$  моль/л.

### 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  $0,1M$  розчину хлоридної кислоти, в останні три –  $\approx$  по 1 мл  $0,01M$  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.

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 амоній гідроксиду.

Таблиця 7.1

Інтервали переходу та характерне забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчовий	$pH > 4,4$ 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

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  $pK_{\text{кисл.}} = -\lg K_{\text{д}} (\text{кисл.})$  ( $K_{\text{д}}$  – 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

**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.113-138.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.125-129.

### Завдання для самостійної підготовки

1. Вказати залишки слабких електролітів в солях: ферум(III) хлорид, калій карбонат, натрій нітрат.

2. Які з вказаних солей гідролізуються ступінчасто?

3. Скласти йонно-молекулярні рівняння гідролізу цих солей і вказати  $pH$  їх водних розчинів.

4. В якому середовищі гідроліз вказаних солей може відбуватись до кінця?

5. Чи можливий спільний гідроліз вказаних солей? Якщо можливий, то написати рівняння спільного гідролізу цих 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			
	$Na_2CO_3$	$Na_2SO_3$	$FeCl_3$	$MgCl_2$
Продукти гідролізу за 1-шим ступенем				
Значення <i>pH</i> . Характеристика середовища				
Яка речовина додається для підсилення гідролізу				
Кількість можливих ступенів гідролізу				
Кінцеві продукти гідролізу				
$K_{дис}$ або $DP$ 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. Частину 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

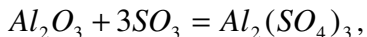
**Література:** 1. Манековська І.С. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.151-162.

2. Манековська І.С., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоре-тична). Рівне – 2004, с.151-161.

### Завдання для самостійної підготовки

1. Визначити ступені окиснення елементів в сполуках:  $H_2$ ,  $MnO_2$ ,  $NaNO_2$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $H_3PO_4$ ,  $PH_3$ ,  $NH_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $KBr$ ,  $Br_2$ .

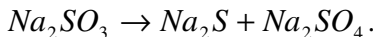
2. Які з наведених рівнянь відносяться до окисно-відновних реакцій:



3. Для окисно-відновних рівнянь реакції написати електронні рівняння процесів окиснення та відновлення, на їх основі визначити



та розставити коефіцієнти в рівняннях та визначити молярні маси еквівалентів речовин-окисників та речовин-відновників:



4. До якого типу належать ці 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  $\text{FeSO}_4$  і  $\approx$  по 5-10 крапель розбавленої сульфатної кислоти. В одну пробірку додати 8-10 крапель калій дихромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в другу – стільки ж калій перманганату  $\text{KMnO}_4$ . Потім в кожен пробірку прилити  $\approx$  5-6 крапель амоній роданіду  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , який є реактивом на йон  $\text{Fe}^{3+}$  ( $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3$ ). За появою криваво-червоного забарвлення ферум(III) роданіду зробити висновок про окиснення йона  $\text{Fe}^{2+}$  в йон  $\text{Fe}^{3+}$ .

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  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . 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

### РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

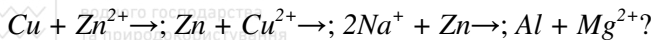
**Література:** 1. Манековська І.Є. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів напряму підготовки „Гідротехніка (водні ресурси). Рівне – 2006. с.162-171, 181-188.

2. Манековська І.Є., Яцков М.В. Хімія, частина 1 (загальнотеоретична). Рівне – 2004, с.162-171, 179-187.

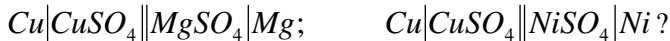
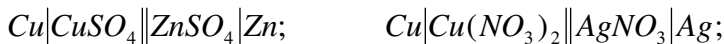
#### Завдання для самостійної підготовки

1. Які з металів розчиняються в розбавленій сульфатній кислоті: *Cu, Al, Cr, Zn, Ag*? Виходячи зі значень стандартних електродних потенціалів, обґрунтувати можливість або неможливість перебігу реакції в кожному випадку. Написати рівняння можливих реакцій. Вказати окисник та відновник.

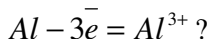
2. Яку з наведених нижче реакцій можна здійснити:



3. В якому з наведених нижче гальванічних елементів мідь є анодом:



4. Який процес відбувається на аноді гальванічного елемента з залізної і алюмінієвої пластинок, занурених в молярні розчини їх нітратів:  $Fe - 2\bar{e} = Fe^{2+}$ ;  $Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$ ;  $Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$ ;



5. Знайти стандартну електрорушійну силу залізно-мідного гальванічного елемента.

## Експериментальна частина

### 1. Взаємодія металів з водою

В три пробірки, заповнені на 1/3 об'єму водою, покласти по шматочку натрію, магнію та алюмінію. З яким металом реакція відбувається без нагрівання? Пробірку з магнієм нагріти, а пробірку з алюмінієм зберегти для досліду 3. Написати рівняння реакцій.

### 2. Взаємодія металів з кислотами

В три пробірки налити  $\approx$  по 8-10 крапель 10%-ного розчину сульфатної кислоти, в четверту – стільки ж розбавленої (1:3) нітратної кислоти ( $\rho = 1,1-1,2$  г/мл). В розчин сульфатної кислоти занурити шматочки магнію, цинку і міді, в розчин нітратної кислоти – шматочок міді. Пробірку з нітратною кислотою і міддю нагріти. Які гази виділяються при взаємодії металів з кислотами? Користуючись рядом стандартних електродних потенціалів металів, визначити, в якому випадку реакція неможлива.

### 3. Взаємодія алюмінію з водою в присутності луку

В пробірку з зануреним у воду алюмінієм (дослід 1) прилити  $\approx$  5-6 крапель 20%-ного розчину натрій гідроксиду. Через 2-3 хвилини починає виділятися газ. Який це газ? Написати рівняння реакцій, які відбулись.



#### 4. Взаємодія металів з розчинами солей

В дві пробірки налити  $\approx$  по 8-10 крапель плюмбум ацетату, покласти в одну з них шматочок цинку, а в другу - міді. В якому випадку відбувається реакція? Написати рівняння реакції.

#### 5. Електрохімічна корозія і захист від неї

В дві пробірки з дистильованою водою (1/3 об'єму пробірки) додати по 3 краплі 2н. сульфатної кислоти і стільки ж  $K_3[Fe(CN)_6]$  - реактиву на йони  $Fe^{2+}$ . Вміст пробірок перемішати. В одну з пробірок занурити цинкову, а в другу - мідну пластинки з прикріпленими до них сталевими скріпками. В якій пробірці і чому з'являється найбільш інтенсивне синє забарвлення? Скласти схеми двох макрогальванопар і рівняння реакцій на електродах. Який метал захищає залізо від корозії?



#### ЛІТЕРАТУРА

1. Манековська І.С. Хімія. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення. Навчальний посібник. Рівне: НУВГП, 2006. – 279 с.
2. Манековська І.С., Яцков М.В. 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. Гороновский И.Т., Назаренко Ю.П., Некряч Е.Ф. Краткий справочник по химии. – К.: Наукова думка, 1987. – 829 с.
6. Корнілов М.Ю. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН, 1996. – 256 с.



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування

## РОЗЧИННІСТЬ СОЛЕЙ І ОСНОВ У ВОДІ

(Р – розчинна сполука; М – малорозчинна сполука; Н – практично нерозчинна сполука,  
риска означає, що сполуки не існують або розкладаються в воді)

Аніони	КАТІОНИ																		
	L	Na K <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub>	Cu <sup>2+</sup>	Ag	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Ba	Zn <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Br <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe	Fe
OH <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	р	р	м	-	р	р	р	р
Br <sup>-</sup>	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	м	р	р	м	-	р	р	р	р
J <sup>-</sup>	р	р	р	-	н	р	р	р	р	р	н	р	р	н	-	р	н	-	р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р	р	-	р	р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	-	-	р	-	р
S <sup>2-</sup>	р	р	р	н	н	-	р	р	р	н	н	-	н	н	н	-	н	н	н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	-	-	н	н	-	н	-	н
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	р	м	р	м	н	н	р	-	р	р	н	-	р	р	р	р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	-	н	н	н	н	н	н	-	-	-	н	н	-	н	-	н
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	р	р	р	н	н	р	м	м	н	н	н	-	-	н	н	р	н	-	-
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	н	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н
OH <sup>-</sup>	р	р	р	н	-	н	м	р	н	-	н	н	н	н	н	н	н	н	н

28



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування



Національний університет  
водного господарства  
та природокористування