

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ХІМІЧНИХ ТЕХНОЛОГІЙ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт за курсом «ХІМІЯ»
для студентів, які навчаються за спеціальностями:
103 Науки про землю, 131 Прикладна механіка,
133 Галузеве машинобудування, 141 Електроенергетика,
електротехніка та електромеханіка,
183 Технології захисту навколишнього середовища,
184 Гірництво, 263 Цивільна безпека



Покровськ 2019

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНОГО ЗАКЛАД
«ДОНЕЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

КАФЕДРА ХІМІЧНИХ ТЕХНОЛОГІЙ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт за курсом «ХІМІЯ»
для студентів, які навчаються за спеціальностями:
103 Науки про землю, 131 Прикладна механіка,
133 Галузеве машинобудування, 141 Електроенергетика,
електротехніка та електромеханіка,
183 Технології захисту навколишнього середовища,
184 Гірництво, 263 Цивільна безпека

Покровськ 2019

УДК 54(072)

М 54

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія» для студентів, які навчаються за спеціальностями: 103 Науки про землю, 131 Прикладна механіка, 133 Галузеве машинобудування, 141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 183 Технології захисту навколишнього середовища, 184 Гірництво, 263 Цивільна безпека / уклад. С.П. Придятько, І.І. Швець, В.Ю. Каулін. – Покровськ : ДонНТУ, 2019. – 46 с.

Кожна тема включає мету і завдання, перелік необхідного обладнання і реактивів, короткі теоретичні відомості, основні питання і завдання, які студент повинен знати і вміти виконати.

Укладачі: Придятько С.П., доц., к.х.н., доцент кафедри хімічних технологій;
Швець І.І., доц., к.х.н., доцент кафедри хімічних технологій;
Каулін В.Ю., доц., к.т.н., доцент кафедри хімічних технологій

Рецензент: Крутько І.Г., к.т.н., доцент кафедри хімічних технологій.

Відповідальний за випуск Збиковський Є.І., к.т.н., доцент, завідувач кафедри хімічних технологій

Затверджено навчально-методичним відділом ДВНЗ «ДонНТУ»,
протокол № 11 від 25.06.2019 р.

Розглянуто на засіданні кафедри хімічних технологій
протокол № 11 від 12.06. 2019р.

ЗМІСТ

ВСТУП.....	5
1. Лабораторна робота № 1. Тема: «Класи неорганічних сполук»	6
2. Лабораторна робота №2. Тема: «Еквіваленти простих і складних речовин»..	12
3. Лабораторна робота № 3. Тема: «Розчини електролітів».....	16
4. Лабораторна робота № 4. Тема: «Гідроліз солей».....	22
5. Лабораторна робота № 5. Тема: «Окисно-відновні реакції».....	25
6. Лабораторна робота № 6. Тема: «Властивості металів. Гальванічні елементи»	28
7. Лабораторна робота № 7. Тема: «Корозія металів».....	32
8. Лабораторна робота № 8. Тема: «Електроліз».....	36
СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ.....	41
ДОДАТКИ.....	42

ВСТУП

Фахівцю будь-якої галузі як у виробничій практиці, так і у повсякденному житті доведеться стикатися з різноманітними хімічними речовинами і процесами. Тому досить важливими є знання хімічних і фізичних властивостей матеріалів, основи технології їх переробки, правила поводження з ними та їх використання. Саме ці знання студенти зможуть набути вивчаючи курс хімії - однієї з основних фундаментальних дисциплін.

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт за курсом «Хімія» призначені для студентів усіх форм навчання за спеціальностями: 184 Гірництво, 103 Науки про землю, 263 Цивільна безпека, 141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 131 Прикладна механіка, 133 Галузеве машинобудування, націлюють їх на осмислене виконання лабораторного експерименту, творче вивчення основних розділів курсу.

Короткі теоретичні огляди, наведені у методичних вказівках, містять основні поняття, визначення та закони, які допоможуть студентам самостійно підготуватись до виконання лабораторних робіт, усвідомлено виконати лабораторний експеримент, зробити узагальнення і висновки за результатами виконаних дослідів. У методичних вказівках до виконання лабораторних робіт також наведено перелік запитань і завдань, які студенти повинні знати і вміти виконати, що допоможе їм організувати свою роботу з підготовки до захисту виконаних лабораторних робіт, а викладачам – проконтролювати і оцінити рівень знань і вмінь студентів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

ТЕМА. Класи неорганічних сполук

Мета: набути практичних навичок одержання неорганічних речовин (оксидів, кислот, основ, солей) у лабораторії; узагальнити знання про способи одержання і властивості основних класів неорганічних сполук.

Завдання: на основі проведених лабораторних дослідів зробити узагальнюючі висновки, виконати всі вказівки, приведені після ходу роботи.

Обладнання і реактиви: пробірки, штатив, вимірювальні циліндри металічна і скляна ложка, спиртівка, лабораторний ніж, кристалізатор, конічні колби на 100 і 200 мл, фільтрувальний папір, пінцет, сірники, універсальний паперовий індикатор, спиртові розчини фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу, дистильована вода, порошок сірки. Розчини: купрум(II)сульфату, натрій гідроксиду, барій хлориду, сульфатної кислоти, алюміній сульфату, хлоридної кислоти, плюмбум ацетату. Кальцій оксид, металічний натрій.

Теоретичні відомості

Основні класи неорганічних сполук: оксиди, основи, кислоти, солі.

Оксиди – бінарні сполуки, у яких один з елементів є Оксиген у ступені окиснення -2.

Несолетворні оксиди – (CO , NO , N_2O) не виявляють ні основних, ні кислотних властивостей, тобто не утворюють солі.

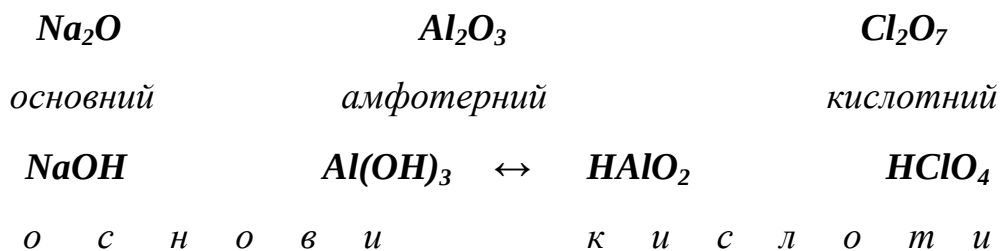
Солетворні – основні, амфотерні, кислотні.

о с н о в н і	а м ф о т е р н і	к и с л о т н і
Оксиди металів (M_2O , MO), яким відповідають основи MOH , M(OH)_2 , крім <u>BeO, ZnO, PbO, SnO</u> , які є <i>амфотерними</i>	Оксиди металів M_2O_3 , MO_2 , які утворюють гідроксиди у формі основи - Al(OH)_3 і кислоти - H_3AlO_3 (HAlO_2)	Оксиди неметалів і металів M_2O_5 , MO_3 , M_2O_7 , яким відповідають кислоти : H_2CO_3 , HVO_3 , H_2CrO_4 , HMnO_4

Хімічні властивості оксидів

О с н о в н і	К и с л о т н і
В з а є м о д і я з в о д о ю	
Утворюються основи (луги): $K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$	Утворюються кислоти: $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
В з а є м о д і я з к и с л о т н и м и о к с и д а м и	
$BaO + SO_3 \rightarrow BaSO_4$	-
В з а є м о д і я з к и с л о т а м и	
$MgO + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4$	-
В з а є м о д і я з о с н о в н и м и о к с и д а м и	
-	$SO_3 + CaO \rightarrow CaSO_4$
В з а є м о д і я з о с н о в а м и	
-	$N_2O_5 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3$
А м ф о т е р н і	
я к о с н о в н і	я к к и с л о т н і
$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$	$Al_2O_3 + K_2O \xrightarrow{-t} 2KAlO_2$
$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$	$Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{-t} 2NaAlO_2 + H_2O$

Властивості оксидів і гідроксидів залежать і змінюються відповідно до зміни електронегативності елемента: у періоді характер оксидів і гідроксидів змінюється від основного через амфотерний до кислотного. Для елементів третього періоду відповідно до зміни електронегативності: **Na < Al < Cl**



У головних підгрупах зверху вниз підвищується основний характер оксидів і гідроксидів, наприклад, для елементів третьої групи головної підгрупи:

B	B₂O₃	H₃BO₃
	кислотний	кислота
Al	Al₂O₃	Al(OH)₃ ↔ HAlO₂
	амфотерний	основа кислота

Основи - складні речовини, здатні при електролітичній дисоціації утворювати йони OH⁻. Гідроксиди лужних і лужноземельних металів – розчинні у воді основи – луги.

Хімічні властивості основ

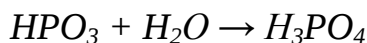
Розчинні у воді	Нерозчинні у воді
Взаємодія з кислотами	
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$
Взаємодія з кислотними оксидами	
$Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$	-
Взаємодія з розчинами солей	
$3KOH + AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3KCl$	-
Розклад при нагріванні	
-	$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$ $2Cr(OH)_3 \rightarrow Cr_2O_3 + 3H_2O$
Амфотерні гідроксиди	
як основи	як кислоти
$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$	$HAlO_2 + KOH \xrightarrow{t} KAlO_2 + H_2O$
$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$	$H_2ZnO_2 + NaOH \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O$
$Sn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow SnSO_4 + 2H_2O$	$Al(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$
	$Zn(OH)_2 + 2KOH \rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$

Кислоти – сполуки, що складаються з атомів Гідрогену, здатних заміщуватись на атоми металу, та кислотного залишку.

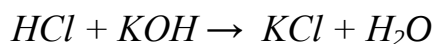
Основність кислоти – кількість йонів H⁺, здатних заміщуватись на метал: одноосновні – HCl, HNO₃; двохосновні – H₂CO₃, H₂S, багатоосновні. За складом: оксигеновмісні (H₂SO₄, HNO₃, ...), безоксигенові (H₂S, HCl, ...)

Хімічні властивості кислот

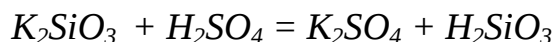
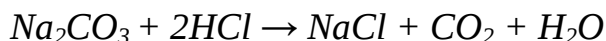
1. *Відношення до води:* з водою не взаємодіють, але, як правило, добре в ній розчиняються, окрім силікатної кислоти H_2SiO_3 . *Метакислоти* при гідратації переходять в *ортокислоти*:



2. Розчини кислот змінюють забарвлення індикаторів: лакмус – червоний; фенолфталеїн – безбарвний; метилоранж – рожевий.
3. Взаємодія з *основами* – реакції нейтралізації (обміну):

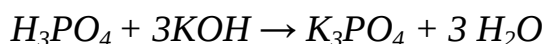


4. Взаємодія з солями – утвореними більш леткими або слабшими, кислотами:

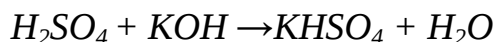


Солі – складні речовини, що складаються з атомів металу та кислотних залишків, є продуктами реакцій нейтралізації.

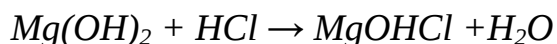
Середні солі - продукти реакцій повної нейтралізації (заміщення):



Кислі солі – продукти реакцій неповної нейтралізації кислот:

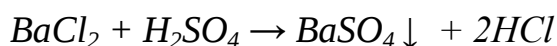


Основні солі – продукти реакцій неповної нейтралізації основ:

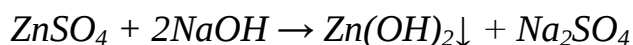


Хімічні властивості солей

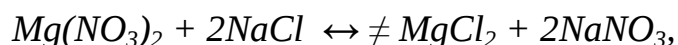
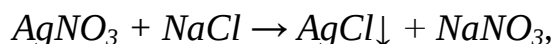
Взаємодія з кислотами можлива за умов утворення газу або осаду:



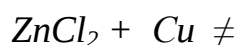
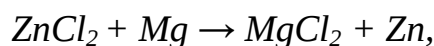
Взаємодія з лугами можлива за умов утворення газу або осаду:



Взаємодія з солями можлива лише між розчинними речовинами за умов утворення осаду:



Взаємодія з металами можлива лише тоді, коли метал є активнішим (у електрохімічному ряді напруг стоїть лівіше) за метал, що входить до складу солі:



Студентам необхідно знати:

1. Найважливіші класи неорганічних сполук
 - 1.1 Оксиди – основні, кислотні, амфотерні.
 - 1.2 Кислоти, їх основність, назви аніонів.
 - 1.3 Основи, їх кислотність, амфотерність.
 - 1.4 Солі – середні (нормальні), кислі, основні.
 - 1.5 Правила техніки безпеки під час роботи з розчинами кислот і луг.

Необхідно вміти:

1. Складати формули гідроксидів, що відповідають оксидам, визначати їх форму і властивості.
2. Складати формули оксидів, що відповідають гідроксидам кислотної (ангідриди кислот) і основної форм.
3. Писати рівняння реакцій, характерні для оксидів, основ, кислот, солей.

ХІД РОБОТИ

Дослід 1. Одержання оксиду

Помістіть на металічну ложку порошок сірки і підігрійте у полум'ї спиртівки, слідкуйте за зміною агрегатного стану речовини. Тільки-но сірка почне горіти, внесіть ложку в колбу, не торкаючись стінок і дна. Після того, як згорить сірка, ложку витягніть, а в колбу налейте невелику кількість (10-15мл) дистильованої води і обережно перемішайте. Дослідіть розчин лакмусом. Що спостерігаєте? Поясніть зміну забарвлення розчину. Напишіть відповідні рівняння реакцій. Вкажіть: властивості оксиду (основний, кислотний, амфотерний); форму гідроксиду, що утворився (кислота, основа); його назву.

Зробіть узагальнюючий висновок, приведіть аналогічний приклад одержання оксиду.

Дослід 2. Одержання оксидів шляхом розкладу гідроксидів

У пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II)сульфату, невеликими порціями додати надлишок лугу (натрій гідроксиду) до утворення осаду. Пробірку з вмістом обережно (з урахуванням техніки безпеки) нагріти у полум'ї спиртівки. Уважно спостерігайте за зміною кольору осаду, поясніть.

Написати відповідні молекулярні і йонно-молекулярні рівняння реакцій. Привести приклад аналогічного процесу.

Дослід 3. Одержання кислот при взаємодії солі і кислоти.

До невеликої кількості (1-2 мл) розчину барій хлориду краплями додайте розчин сульфатної кислоти до утворення осаду. Що спостерігаєте? Аналогічний дослід проведіть із плюмбум ацетатом.

Написати молекулярні та йонно-молекулярні (повні і скорочені) рівняння реакцій. Пояснити процеси, що протікають. У чому їх подібність і відмінність? Зробити узагальнюючий висновок.

Дослід 4. Одержання основ взаємодією металу з водою

Налити дистильовану воду у кристалізатор, додати кілька крапель фенолфталеїну - індикатора. За допомогою пінцету обережно витягти зі склянки

невеликий шматок натрію (натрій - активний метал зберігається, під шаром гасу), добре витерти фільтрувальним папером, розрізати ножом на невеликі шматочки і обережно опустити в кристалізатор.

Написати рівняння реакцій, пояснити явища і зміни, що спостерігали. Які метали здатні витісняти водень у вигляді водню з води? Зробити узагальнюючий висновок. Написати рівняння двох подібних реакцій.

Дослід 5. Одержання основ взаємодією оксиду металу з водою

У пробірку помістити невелику кількість (2-3 скляні ложки) кальцій оксиду, долити 5-7 мл води і інтенсивно перемішати. Профільтрувати в іншу пробірку. Фільтрат дослідити індикатором - фенолфталеїном. Написати рівняння реакцій. Що спостерігали? Пояснити спостереження.

Зробити узагальнюючий висновок. Привести приклад, написати рівняння реакцій розчинення інших оксидів металів у воді. Пояснити.

Дослід 6. Амфотерні гідроксиди

У пробірку налити 3-4 мл розчину алюміній сульфату і краплями додати розчин натрій гідроксиду до утворення осаду. Суміш інтенсивно перемішати і розлити у дві пробірки. В першу пробірку долити 1 мл розчину хлоридної кислоти, а в другу - розчин лугу (натрій гідроксиду) до повного розчинення осаду.

Написати рівняння усіх реакцій, назвати продукти. Зробити узагальнюючий висновок, привести приклад подібних процесів, пояснити.

Література [1], [3, 4], [11].

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ТЕМА. Еквіваленти простих і складних речовин

Мета: набути практичних навичок роботи з аналітичною бюреткою, визначати рівень меніску кольорових і безколірних розчинів.

Завдання: за результатами лабораторних експериментів визначити мольну масу еквівалента металу

Обладнання і реактиви: бюретки, пробірки, штативи, колби, наважки алюмінію, цинку, дистильована вода, розчин хлоридної кислоти

Теоретичні відомості

Еквівалент – реальна або умовна частинка речовини, що в певній реакції йонного обміну рівноцінна (еквівалентна) одному йону гідрогену, або одному електрону в окисно-відновній реакції.

Фактор еквівалентності ($f_{екв}$) обернений еквівалентному числу речовини $f_{екв} = 1/z$, для простої речовини еквівалентне число дорівнює її валентності в даній реакції: $E = A/B$. За постійної валентності еквівалентне число простої речовини є постійним.

Мольна маса еквівалента речовини E_m - маса одного моля еквівалента цієї речовини, що дорівнює добутку фактора еквівалентності на її мольну масу:

$$E_m = f_{екв} \cdot M$$

Мольний об'єм еквівалента E_v - об'єм одного моля еквівалента газу (н.у.), що дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу

$$E_v = f_{екв} \cdot V_m$$

Мольна маса еквівалента оксиду дорівнює сумі мольних мас еквівалентів елемента та кисню, наприклад:

$$E_m(Al_2O_3) = E_m(Al) + E_m(O) = A_r(Al)/3 + A_r(O)/2 = 9 + 8 = 17 \text{ г/моль}.$$

Для кислот (основ) фактор еквівалентності дорівнює одиниці, поділеній на основність кислоти (кислотність основи) у конкретній хімічній реакції.

Мольна маса еквівалента кислоти дорівнює сумі мольних мас еквівалентів гідрогену ($E_m(H) = 1 \text{ г/моль екв.}$) та кислотного залишку:

$$E_m(H_2SO_4) = E_m(H^+) + E_m(SO_4^{2-}) = 1 + 96/2 = 49 \text{ (г/моль екв.)}$$

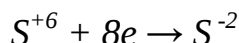
Мольна маса еквівалента основи дорівнює сумі мольних мас еквівалентів металу та йону гідроксиду, враховуючи, що $E_m(OH) = 17 \text{ г/моль екв.}$

$$E_m(Al(OH)_3) = E_m(Al^{3+}) + E_m(OH) = 27/3 + 17 = 26 \text{ г/моль екв.}$$

Мольна маса еквівалента солі дорівнює сумі мольних мас еквівалентів металу та кислотного залишку:

$$E_m(Al_2(SO_4)_3) = E_m(Al^{3+}) + E_m(SO_4^{2-}) = 27/3 + 96/2 = 58 \text{ (г/моль екв.)}$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) в окисно-відновній реакції дорівнює одиниці, поділеній на кількість електронів, що беруть участь у процесі відновлення (окиснення), наприклад, для процесу



$f_{\text{екв}}(S^{+6}) = f_{\text{екв}}(S^{-2}) = 1/8$. Отже, мольна маса еквівалента $E_m(S^{+6})$ як окисника, у процесі відновлення $E_m(S^{+6}) = 32/8 = 4 \text{ г/моль екв.}$

Закон еквівалентів

Маси (об'єми) речовин, що реагують, пропорційні мольним масам (об'ємам) їхніх еквівалентів:

$$m_1 / m_2 = E_{m1} / E_{m2}; \quad V_1 / V_2 = E_{V1} / E_{V2}; \quad m_1 / V_2 = E_{m1} / E_{V2}$$

Студентам необхідно знати:

1. Поняття: еквівалент, фактор еквівалентності, кількість речовини еквівалента, мольна маса еквівалента, мольний об'єм еквівалента.
2. Закон еквівалентів.

Необхідно вміти:

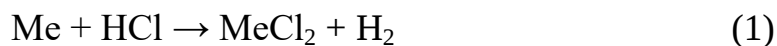
1. Визначати мольні маси еквівалентів простих і складних речовин (оксиду, основи, кислоти, солі).
2. Розраховувати мольні об'єми газуватих речовин за нормальних умов.
3. Розв'язувати розрахункові задачі, використовуючи закон еквівалентів.

Дослід 1. Визначення мольної маси еквівалента металу

Дослід необхідно проводити у приладі, що складається з двох бюреток і , які наполовину заповнені водою. Встановити бюретки так, щоб вода була на одному рівні. Відмітити і записати положення меніску у бюретці , при цьому положення ока повинно знаходитись на лінії, дотичній до меніска.

Зняти пробірку і залити в неї 3 – 4 мл 10%-го розчину хлоридної кислоти . Одержати у лаборанта наважку металу і покласти її на край пробірки, яку необхідно тримати під нахилом, щоб метал передчасно не торкнувся розчину кислоти. Закрити пробірку щільно пробкою і тільки після цього змити метал розчином кислоти у пробірку.

Після повного розчинення металу, дати час (3-5хвилин) для того, щоб пробірка з розчином остудилась. Привести положення води у бюретках до одного рівня і точно відмітити положення меніску у бюретці. Різниця двох вимірів до і після реакції (1) металу з кислотою:



відповідає об'єму водню, що виділився в результаті реакції.

Результати вимірів занести у зошит за такою формою:

Наважка металу m , (г)

Рівень води у бюретці до дослідів V_1 (мл)

Рівень води у бюретці після дослідів V_2 (мл)

Об'єм водню, що виділився $V(\text{H}_2)$, (мл),

$$V(\text{H}_2) = V_2 - V_1$$

Об'єм водню за нормальних умов розраховується за формулою:

$$V(\text{H}_0) = V(\text{H}_2) \cdot (P - h) \cdot 273 / 760 \cdot T$$

Температура дослідів $t^\circ\text{C}$, приведена до температури $T^\circ\text{K}$ складає $T = 273 + t^\circ\text{C}$, барометричний тиск P (мм рт.ст.).

Поправку **h** вводять у зв'язку з тим, що загальний тиск на воду є сумою парціальних тисків водню і парів води

t	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
h	12.0	12.8	13.6	14.5	15.5	16.5	17.5	18.7	19.8	21.1	22.4	23.8

Мольну масу еквівалента металу розрахувати за формулою:

$$E_m = m \cdot E_V(H_2) / V_o$$

де $E_V(H_2)$ – мольний об'єм еквівалента водню (мл) за нормальних умов (н.у.).

Одержане дослідним шляхом значення мольної маси еквівалента металу **E_m** порівняти з теоретично розрахованим значенням і розрахувати похибку досліду **Π** в процентах за формулою:

$$\Pi = (E_{m(t)} - E_m) / E_{m(t)} \cdot 100\%.$$

Література: [4,5], [9-11].

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3

ТЕМА: *Розчини електролітів*

Мета: набути навичок роботи з розчинами електролітів і індикаторів.

Завдання: за результатами дослідів зробити висновки щодо відносної сили кислот як електролітів, узагальнити знання про силу електролітів, написати рівняння реакцій йонного обміну.

Обладнання і реактиви: пробірки, штативи, конічні колби, дистильована вода, розчини хлоридної і сульфатної кислот, купрум сульфату, барій хлориду, натрій гідроксиду, купрум сульфату.

Теоретичні відомості

Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм, наприклад, кислоти, солі, луги .

Електролітична дисоціація – розпад молекул або кристалів електроліту на йони під дією розчинника або теплової енергії.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації

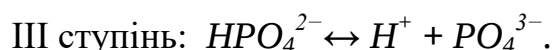
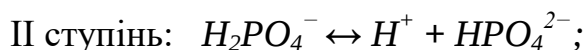
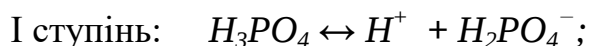
- 1.Електроліти у розчинах (розплавах) дисоціюють на позитивні і негативні частинки – йони.
- 2.У розчинах(розплавах) іони рухаються хаотично, під дією електричного струму позитивні йони направляються до катода, негативні – до анода.
3. Повнота розпаду електроліту на йони залежить від природи електроліту, його концентрації, типу розчинника, температури. Дисоціація – оборотний процес, одночасно протікає процес асоціації: $NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$

У розчинах гідратація (сольватація) йонів – основна причина дисоціації електроліту.

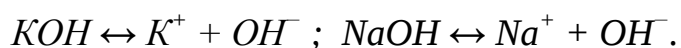
Одноосновні кислоти дисоціюють практично повністю:



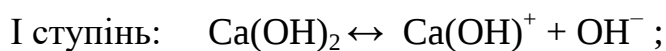
Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто:



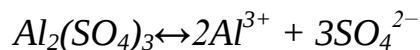
Однокислотні основи дисоціюють практично повністю:



Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто:



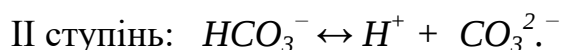
Середні солі дисоціюють практично повністю:



Основні солі дисоціюють ступінчасто:



Кислі солі дисоціюють ступінчасто:



Повноту перебігу електролітичної дисоціації кількісно характеризує *ступінь дисоціації* α - відношення числа частинок електроліту, що розпалися на йони $n_{\text{дис}}$ до загальної кількості частинок у розчині $N_{\text{заг}}$: $\alpha = n_{\text{дис}} / N_{\text{заг}}$

Залежно від значення α електроліти умовно поділяють на:

сильні $\alpha > 0,3$; середньої сили $0,03 < \alpha < 0,3$; слабкі $\alpha < 0,03$.

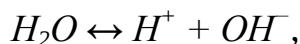
Клас сполук	$\alpha > 0,3$	$0,03 < \alpha < 0,3$	$\alpha < 0,03$
Кислоти	$\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HNO}_3$ $\text{HI}, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HClO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2$ $\text{H}_3\text{PO}_4, \text{HCOOH}$	$\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{HCN},$ $\text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{BO}_3$
Основи	луги	Mg(OH)_2	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Солі	розчинні	$\text{ZnCl}_2, \text{CdCl}_2$	малорозчинні

Константа дисоціації слабких електролітів пов'язана зі ступенем дисоціації та концентрацією слабких електролітів *законом розведення Оствальда*:

$$K_{\text{дис}} = C \cdot \alpha^2 / 1 - \alpha, \quad \text{якщо } \alpha \ll 1, \text{ то } K_{\text{дис}} = C \cdot \alpha^2; \quad \alpha = \sqrt{K_{\text{дис}} / C},$$

який свідчить, що у випадку розведення слабкого електроліту ступінь його дисоціації збільшується.

Дисоціацію води, як слабкого електроліту, у спрощеній формі можна записати так:



тоді вираз константи дисоціації має вид:

$$K_{\text{дис}} = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O], \quad \text{а отже,}$$

$$K_{\text{дис}} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-] = K_{H_2O},$$

де K_{H_2O} – йонний добуток води. При 25°C $K_{H_2O} = 10^{-14}$, концентрації йонів

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Для простоти звичайно користуються *водневим показником* – десятковим логарифмом, взятим зі зворотним знаком, ця величина позначається

$$pH = -\lg [H^+],$$

у нейтральному розчині $pH = 7$;

у кислому розчині $pH < 7$;

у лужному розчині $pH > 7$.

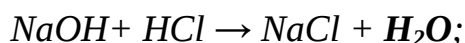
$$pOH = -\lg [OH^-] - \text{гідроксильний показник}$$

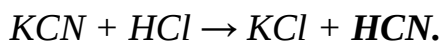
Для малорозчинних сполук використовують *добуток розчинності*

$$DP(K_m A_n) = [K^{n+}] \cdot [A^{m-}]$$

Умови необоротності реакцій йонного обміну:

1. Утворення осаду: $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaCl$;
2. Виділення газу: $K_2S + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2S \uparrow$;
3. Утворення води або іншого слабкого електроліту:





У йонних та йонно-молекулярних рівняннях *нерозчинні, малодисоційовані та газоподібні речовини* записують у молекулярній формі.

Студент повинен знати:

- які речовини відносяться до електролітів;
- механізм і причини електролітичної дисоціації водних розчинів і розплавів;
- поняття «сильний» і «слабкий» електроліт, константа і ступінь дисоціації;
- йонний добуток води, водневий показник, закон розведення Оствальда;
- йонна рівновага у розчинах електролітів, вплив однойменних йонів на зміщення хімічної рівноваги;
- умови необоротності реакцій йонного обміну.

Студент повинен вміти:

- писати рівняння дисоціації кислот, основ, кислих, середніх, основних солей;
- складати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння, що протікають у розчинах електролітів;
- обчислювати рН і рОН розчинів за відомими концентраціями;
- обчислювати константу дисоціації слабких електролітів;
- робити висновки про можливість або неможливість протікання реакцій йонного обміну;
- складати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей, визначати рН даних розчинів;
- обчислювати ступінь гідролізу.

Дослід 1. Індикатори.

У три пробірки налити по 1 - 2 мл дистильованої води. У першу пробірку прибавити 1 краплю індикатора - спиртового розчину метилоранжу, в другу – одну краплю фенолфталеїну, в третю – 3 краплі лакмусу. Спостерігайте

забарвлення індикаторів у воді - нейтральному середовищі. В кожну пробірку додати по 5 крапель розчину сульфатної кислоти. Спостерігайте зміну забарвлення. Повторіть дослід, але замініть розчин кислоти розчином лугу – натрій гідроксиду. Результати спостережень занесіть у таблицю 1.

Таблиця 1

Забарвлення індикатора	лакмус	метилоранж	фенолфталеїн
кисле			
лужне			
нейтральне			

Дослід 2. Відносна сила кислот

У дві пробірки помістити по гранулі цинку і прилити у першу – 1 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1 мл розчину оцтової кислоти (для дослідів використовувати двонормальні розчини кислот). Обидві пробірки нагріти у стакані з гарячою водою. Спостерігати за швидкістю перебігу реакцій і пояснити їх відмінність. Пробірку з розчином хлоридної кислоти залишити, для наступного дослід.

Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій, зробити узагальнюючий висновок щодо сили кислот як електролітів.

Дослід 3. Реакції йонного обміну

3.1 У дві пробірки обережно налити по 1 мл розчину сульфатної кислоти і купрум(II)сульфату. У кожну пробірку додати по 3-5 крапель розчину барій хлориду. Скласти молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій. Пояснити спостереження.

3.2 Налити у пробірку 1 мл розчину амоній хлориду і додати декілька крапель розчину натрій гідроксиду. Закрити пальцем пробірку і перемішати. Зверніть увагу на запах. Написати йонно-молекулярні рівняння реакцій. Пояснити утворення різного запаху.

3.3 У пробірку налити 1 мл натрій ацетату і додати 1 мл розчину хлоридної кислоти. Зверніть увагу на запах оцтової кислоти, що утворюється. Написати молекулярне і йонне рівняння реакцій.

Дослід 4. Зміщення йонної рівноваги

4.1 Налити в одну пробірку 1 мл розчину оцтової кислоти, в іншу – таку ж кількість води. Пробірка з водою буде служити для порівняння. В обидві пробірки прибавити по 2-3 краплі спиртового розчину метилоранжу. У пробірку з оцтовою кислотою присипати невелику кількість натрій ацетату. Спостерігати за зміною кольору.

Дати аргументоване пояснення зміни кольору розчину

4.2 Налити в одну пробірку 1 мл розчину амоніаку, в іншу – таку ж кількість води. Пробірка з водою буде служити для порівняння. В обидві пробірки прибавити по 2-3 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. У пробірку з розчином аміаку додати невелику кількість кристалічного хлориду амонію. Спостерігати за зміною інтенсивності кольору.

Написати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій. Пояснити зміну інтенсивності кольору розчину.

Література [3, 5], [12]

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

ТЕМА. Гідроліз солей

Мета : набути практичних навичок роботи з розчинами солей, визначення рН середовища.

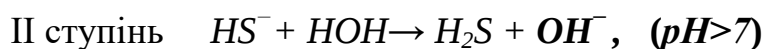
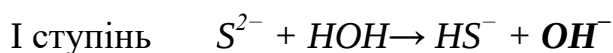
Завдання: на основі лабораторного експерименту узагальнити знання про три випадки гідролізу, дослідити вплив температури на хід гідролізу солей.

Обладнання і реактиви: штативи, пробірки, конічні колби, спиртові розчини індикаторів (фенолфталеїну, лакмусу, метилоранжу), дистильована вода, розчини натрій гідроксиду, алюміній сульфату, натрій карбонату, алюміній хлориду, амоній сульфіду.

Теоретичні відомості

Гідроліз солей – реакція йонного обміну солі з водою. Необхідна умова гідролізу солі - утворення *слабкого електроліту*. Розрізняють три типи гідролізу:

1. Гідроліз *за аніоном* - аніони слабкої кислоти утворюють слабкий електроліт з катіонами гідрогену, а гідроксильні йони вивільняються, утворюючи *лужне середовище*, наприклад, K_2S – сіль, утворена аніоном слабкої кислоти:



2. Гідроліз *за катіоном* – катіони слабкої основи утворюють слабкий електроліт з гідроксильними йонами, а катіони гідрогену вивільняються, утворюючи *кисле середовище*, наприклад, $AlCl_3$ – сіль, утворена катіоном слабкої основи:



3. Гідроліз *за катіоном і аніоном* – катіони слабкої основи і аніони слабкої кислоти утворюють слабкі електроліти, такі солі піддаються найбільш повному гідролізу, утворюючи майже *нейтральне середовище*, наприклад, NH_4CN – сіль, утворена слабким катіоном і аніоном:



Солі, утворені *сильною основою і сильною кислотою не гідролізують*, вони не здатні утворити слабкий електроліт, реакція середовища залишається *нейтральною, (pH = 7)*.

Ступінь гідролізу h - відношення кількості солі $n_{\text{гідр}}$, що прогідролізувала до її загальної кількості $N_{\text{заг}}$:

$$h = n_{\text{гідр}} / N_{\text{заг}}, \quad 0 \leq h \leq 1.$$

Константа гідролізу $K_{\text{гідр}}$ – константа рівноваги реакції гідролізу, її значення не змінюється при сталій температурі.

$$K_{\text{гідр}} = c \cdot h^2 / (1 - h), \text{ якщо } h \ll 1, \text{ то } K_{\text{гідр}} = c \cdot h^2.$$

Ступінь гідролізу збільшується з розведенням розчину. Реакції гідролізу є ендотермічними ($\Delta H > 0$), з підвищенням температури ступінь гідролізу збільшується.

Студент повинен знати:

- йонний добуток води;
- значення pH для нейтрального, кислого і лужного середовища;
- що таке гідроліз, які солі гідролізують;
- три випадки гідролізу солей;
- поняття про індикатори.

Студент повинен вміти:

- писати рівняння дисоціації і константи дисоціації води і солей;
- визначати ступінь і константу гідролізу солей;
- складати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння гідролізу, визначати pH середовища.

Дослід 1. Дослідження середовища розчину солей

У три пробірки налити по 5 крапель розчинів солей: натрій хлориду, алюміній

сульфату, натрій карбонату. За допомогою паперового універсального індикатора визначити рН середовища. Які солі гідролізують? Поясніть.

Складіть молекулярні і йонні рівняння реакцій гідролізу, вкажіть солі, які гідролізують ступінчасто.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз

Налити у пробірку 2-3 мл розчину натрій ацетату, додати 1-2 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. Нагрійте на спиртівці розчин до кипіння. Уважно слідкуйте за зміною забарвлення, поясніть. Складіть молекулярне, повне і скорочене йонне рівняння гідролізу. Зробіть узагальнюючий висновок.

Дослід 3. Повний (сумісний) гідроліз солей

В пробірку внести 5 крапель розчину алюміній хлориду, додати такий же об'єм розчину амоній сульфід. Чи відчуваєте запах сірководню? В осад випадає алюміній гідроксид. Напишіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу. Поясніть, чому не утворюється алюміній сульфід?

Література: [3,4], [9-11].

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ТЕМА. Окисно-відновні реакції

Мета: набути досвіду роботи з розчинами окисників і відновників, розвивати навички спостереження, навчитись визначати функції реагентів у окисно-відновних процесах.

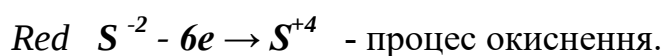
Завдання: за результатами дослідів скласти рівняння окисно-відновних процесів, використовуючи метод електронного балансу, розставити коефіцієнти.

Обладнання і реактиви: штативи, пробірки, конічні колби, скляні ложки, дистильована вода, розчини сульфатної кислоти, купрум сульфату, залізний гвіздок, ферум(III)хлориду, калій йодиду, калій перманганату, натрій гідроксиду, кристали натрій сульфід.

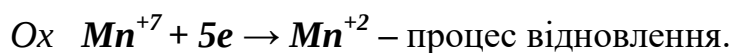
Теоретичні відомості

Окисно-відновні реакції (ОВР) супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів. *Ступінь окиснення* – умовний заряд атома або йона у сполуці чи вільному стані, обчислений на підставі припущення, що сполука складається лише з йонів. Більш електронегативним елементам приписують знак мінус, менш електронегативним – плюс.

Відновник (Red) – частинка з нижчим ступенем окиснення, що в процесі перебігу ОВР втрачає електрони, *окиснюється*:



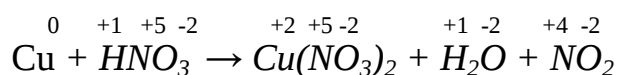
Окисник (Ox) – частинка з вищим ступенем окиснення, приймає електрони, *відновлюється*:



У *найвищому* ступені окиснення, що, як правило, дорівнює номеру групи, елемент виступає лише як *окисник*. У *нижчому* ступені окиснення – лише *відновник*, у проміжному стані – і *окисник* і *відновник*.

При підборі коефіцієнтів у рівняннях ОВР користуються *методом електронного балансу*: кількість електронів, що віддає відновник дорівнює кількості електронів, що приймає окисник.

Наприклад, у ОВР $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + NO_2$ спершу визначимо ступінь окиснення кожного елемента, пам'ятаючи, що атоми і молекули у вільному стані є електронейтральними.

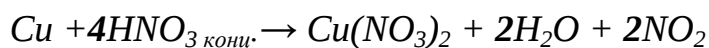


Запишемо електронні рівняння напівреакцій окиснення і відновлення для елементів, що змінюють ступінь окиснення, визначимо окисник і відновник, назовемо процес:

Red $Cu^0 - 2e \rightarrow Cu^{+2}$ процес окиснення

Ox $N^{+5} + 1e \rightarrow N^{+4}$ процес відновлення.

Другу напівреакцію (відновлення) помножимо на 2, щоб мати однакову кількість електронів. Отриманий коефіцієнт поставимо до відновленої форми (N^{+4}), у правій частині рівняння є також N^{+5} у молекулі $Cu(NO_3)_2$, що не змінює ступінь окиснення, враховуючи це поставимо коефіцієнт **4** до молекули нітратної кислоти і **2** до води, зрівнюючи кількість атомів гідрогену:



В останню чергу перевіряємо кількість атомів кисню у лівій і правій частині рівняння (кисневий баланс).

Кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин є окисно-відновний потенціал $\varphi_{ox/red}$ - стрибок електричного потенціалу на границі поділу електрод – окисно-відновна система. Залежність окисно-відновного потенціалу від концентрацій окисненої та відновленої форм при 25⁰С описується

$$\text{рівнянням Нернста: } \varphi_{ox/red} = \varphi_{ox/red}^0 + (0,059/n) \cdot \lg(C_{ox}^x/C_{red}^y),$$

де C_{ox} і C_{red} – концентрації окисненої та відновленої форм;

x і y – стехіометричні коефіцієнти;

n – кількість електронів, що беруть участь у відповідній напівреакції;

$\varphi_{ox/red}^0$ - стандартний потенціал, В.

Якщо концентрації однакові $C_{ox} = C_{red}$, тоді $\varphi_{ox/red} = \varphi_{ox/red}^0$.

Величина окисно-відновного потенціалу дозволяє зробити висновок про можливість протікання ОВР та її напрямку. Якщо $\varphi_{ox} > \varphi_{red}$ окисно-відновна реакція можлива, а їх різниця $\varphi_{ox} - \varphi_{red} = E$ – електрорушійна сила ОВР, за умови $E > 0$ реакція протікає зліва направо.

Студент повинен знати:

- основні, найважливіші окисники і відновники;

- функції окисника і відновника у окисно-відновній реакції;

Студент повинен вміти:

- визначати ступінь окиснення атомів у сполуках;
- складати електронні рівняння;
- визначати окисник і відновник у окисно-відновній реакції;
- підбирати коефіцієнти до окисника, відновника і інших речовин окисно-відновного процесу;
- використовувати стандартні окисно-відновні потенціали $\varphi_{ox/red}$ для складання рівнянь окисно-відновних процесів;
- визначати напрямок перебігу ОВР за значенням електрорушійної сили

Дослід 1 Взаємодія металу з розчином солі

Налити у пробірку 1-2 мл розчину купрум(II)сульфату і опустити туди на 3–5 хвилин залізний гвіздок, поверхню якого зачистити абразивним папером. Що спостерігаєте ?

Напишіть відповідне рівняння реакції, вкажіть окисник, відновник, розставте коефіцієнти, назвіть процеси.

Дослід 2 Властивості ферум(III)хлориду

До розчину ферум(III)хлориду прибавити 6-8 крапель калій йодиду. Що спостерігаєте ?

Напишіть відповідне рівняння реакції, вкажіть окисник, відновник, розставте коефіцієнти, назвіть процеси окиснення і відновлення.

Література: [4,5], [9,12].

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

ТЕМА. Властивості металів. Гальванічні елементи

Мета: Ознайомитись і набути практичних навичок роботи мідно-цинковим гальванічним елементом.

Завдання: За результатами експериментальної роботи зробити висновки щодо хімічної активності металів у різних реакціях, визначити електрорушійну силу лабораторного зразка мідно-цинкового гальванічного елемента.

Обладнання і реактиви: штативи, пробірки, мідний і цинковий електроди, гальванометр, електролітичний ключ, лабораторні стакани, розчин хлоридної кислоти, алюміній, мідь, залізо, цинк, розчини купрум сульфату, плюмбум сульфату, аргентум нітрату, цинк сульфату

Теоретичні відомості

Гальванічний елемент (ГЕ) – хімічне джерело електричного струму, пристрій, у якому енергія хімічної реакції перетворюється в електричну. Гальванічний елемент складається з двох напівелементів: катода і анода, занурених у розчини електролітів. *Катод* – метал з більшим значенням електродного потенціалу, електрод, на якому перебігає процес *відновлення*. *Анод* – електрод на якому перебігає процес *окиснення*, роль анода виконує метал з меншим значенням електродного потенціалу. Лише у *гальванічних елементах: катод – позитивний електрод, анод – негативний*. Електрони спрямовано рухаються по зовнішньому колі *від анода до катода* з переходом у розчин електроліту. Необхідна умова роботи гальванічного елемента - *різниця потенціалів* між його електродами. При розімкненому зовнішньому колі різниця потенціалів називається *електрорушійною силою (ЕРС)*:

$$ЕРС = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} .$$

За стандартних умов ЕРС розраховується за значеннями стандартних електродних потенціалів: $E^0 = \varphi_{\text{кат}}^0 - \varphi_{\text{ан}}^0$, якщо ж умови відрізняються від стандартних, то величини електродних потенціалів розраховують використовуючи рівняння *Нернста*:

$$\varphi = \varphi^0 + 0,059/n \cdot \lg[M^{n+}]$$

де φ – величина електродного потенціалу за реальних умов, В; φ^0 – стандартний електродний потенціал, В; n – кількість електронів, що беруть участь у процесах; $[M^{n+}]$ – концентрація йонів металу в електроліті, моль/л.

При використанні однакових електродів (виготовлених з одного металу) можна також одержати різницю потенціалів, необхідну для роботи гальванічного елемента. Для цього електроди необхідно занурити у розчини однакових солей, але *різної концентрації*. Такий гальванічний елемент називають *концентраційним*, він працює на принципі вирівнювання концентрацій розчинів і має невелику електрорушійну силу.

Наприклад, розрахуємо ЕРС гальванічного елемента, складеного з двох свинцевих пластин, занурених у розчини плюмбум нітрату з концентраціями 1 моль/л і 0,001 моль/л. Визначимо потенціали електродів за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 + 0,059/2 \cdot \lg[Pb^{2+}];$$

$$\varphi_1 = -0,13 + 0,059/2 \lg 1 = -0,13В;$$

$$\varphi_2 = -0,13 + 0,059/2 \lg 10^{-3} = -0,219В.$$

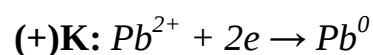
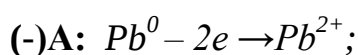
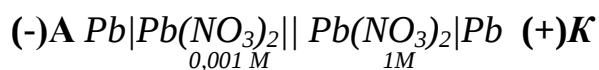
Електрод, занурений у розчин з меншою концентрацією йонів металу має меншу величину електродного потенціалу, і у даному гальванічному елементі виконує функцію анода, який розчиняється, його йони переходять у розчин. На електроді, зануреному у розчин з більшою концентрацією, осаджуються йони металу із розчину, він заряджається позитивно – катод.

$$ЕРС = \varphi_{кат}^0 - \varphi_{ан.} = -0,13 - (-0,219) = 0,089В.$$

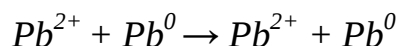
Для концентраційного гальванічного елемента можна використовувати формулу електрорушійної сили:

$$ЕРС = 0,059/n \cdot \lg(C_{кат.} / C_{ан.})$$

Схема розглянутого гальванічного елемента має вид:



Рівняння окисно-відновного процесу, що утворює електричний струм і лежить в основі роботи гальванічного елемента:



Студент повинен знати:

- що таке електродний потенціал, його виникнення;
- способи вимірювання електродних потенціалів;
- залежність величини електродного потенціалу від концентрації розчину, формулу Нернста;
- які перетворення енергії відбуваються в гальванічних елементах;
- характер катодних і анодних процесів.

Студент повинен вміти:

- складати схеми гальванічних елементів;
- визначати катод і анод у гальванічній парі за активністю металів (величиною стандартних електродних потенціалів);
- записувати процеси, що відбуваються на електродах;
- розраховувати значення електродного потенціалу за рівнянням Нернста;
- розраховувати ЕРС гальванічного елемента за величиною стандартних і реальних потенціалів, за значенням енергії Гіббса;
- визначати напрям руху електронів у мережі і йонів у розчині.

Дослід 1. Витіснення гідрогену з кислоти металами

У чотири пробірки налити по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти і в кожную помістити метали: алюміній, залізо, цинк, мідь. Уважно спостерігайте за реакціями, які протікають у пробірках, порівняйте швидкість виділення водню. Які з даних металів витісняють гідроген із розчинів розбавлених кислот?

Зробіть узагальнюючий висновок. Напишіть рівняння реакцій. Вкажіть перехід електронів, назвіть окисник і відновник.

Дослід 2. Дослідження активності металів

У три пробірки налити по 1-2 мл розчинів солей і опустити у кожну метали:

I пробірка - купрум(II)сульфат + залізо;

II пробірка – цинк сульфат + залізо;

III пробірка – аргентум нітрат + мідь.

Що спостерігаєте ?

Напишіть відповідні рівняння реакцій. Складіть до кожного дослідів електронні рівняння, назвіть окисник і відновник, вкажіть процеси, що протікають (окиснення відновлення).

Дослід 3. Гальванічний елемент

Зберіть мідно-цинковий гальванічний елемент, для цього в стакан з розчином купрум(II)сульфату (мідного купоросу) опустіть мідний електрод, а в стакан з розчином цинк сульфату – цинковий електрод. Зовнішні кінці пластинок приєднайте до гальванометра через провідник. Переконайтесь у відсутності струму. З'єднайте стакани електролітичним ключем. Спостерігайте відхилення стрілки гальванометра.

Складіть схему роботи даного гальванічного елемента. Стрілкою вкажіть рух електронів, назвіть процеси, що протікають. Розрахуйте ЕРС(електрорушійну силу) гальванічного елемента, порівняйте теоретичне значення ЕРС з експериментальними даними. Зробіть узагальнюючий висновок.

Література: [3, 5], [9].

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

ТЕМА. Корозія металів

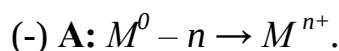
Мета: Ознайомитись на практиці з основними причинами виникнення корозійних процесів і способів захисту металів від корозії.

Завдання: на основі лабораторних дослідів зробити висновки про характер процесів, що протікають за участю металів у різних агресивних середовищах.

Обладнання і реактиви: штативи, спиртівки, пробірки, залізо, оцинковане залізо, лужене залізо, уротропін, розчини: сульфатної кислоти, купрум(II)сульфату, ферум(II)сульфату, червоної кров'яної солі.

Теоретичні відомості

Корозія металів – процес самочинного хімічного руйнування металів під впливом агресивного навколишнього середовища. За механізмом протікання розрізняють хімічну та електрохімічну корозію. Найбільш поширена – електрохімічна корозія: руйнування металів в результаті електрохімічної взаємодії їх з корозійним середовищем. Причина електрохімічної корозії – утворення *корозійних гальванопар*, що зумовлює руйнування металу на анодних ділянках:

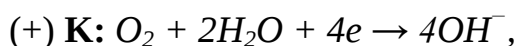
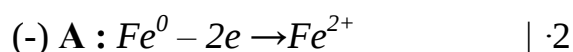


На катодних - протікає відновлення окисника, найчастіше у процесі корозії відновлюється кисень:



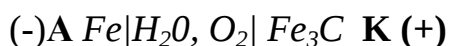
- *Корозія з кисневою деполяризацією* перебігає за участю кисню.
- *Корозія з водневою деполяризацією* - за участю йонів H^+ .

У процесі електрохімічної корозії, на відміну від гальванічного елемента, відсутнє зовнішнє електричне коло, тому електрони не виходять з металу, що кородує, а рухаються всередині нього. Надчисті метали – корозійно стійкі, а будь-який технічний метал містить різні домішки, які є причиною електрохімічної корозії. Так, наприклад, сталь складається з дрібних кристалів заліза і цементиту – Fe_3C , анодні ділянки виникають на залізі, а катодні – на цементиті. Якщо процес корозії протікає у вологому повітрі, окисником є молекулярний кисень:

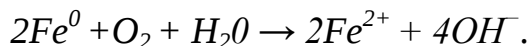


у при катодному просторі утворюється лужне середовище

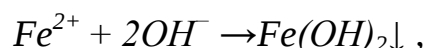
Схема мікрогальванічного елемента, що утворюється:



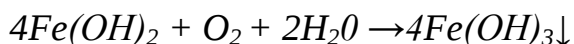
Сумарне йонно-молекулярне рівняння:



На поверхні залізної деталі утворюється практично нерозчинний, нестійкий ферум(ІІ)гідроксид:



який під дією вологого повітря перетворюється у іржу:



Основні методи захисту металів від корозії: покриття поверхні металу ізолюючими матеріалами: лаками, фарбами, емалями; металами: цинком, хромом, ніколом, оловом та ін. Використання інгібіторів – речовин, здатних уповільнювати корозію. За характером захисної дії металеві покриття поділяють на катодні та анодні. *Катодні* покриття – метал, яким покривають деталь, має більш позитивний електродний потенціал (*менш активний*). Недоліком катодного покриття є те, що при порушенні його цілісності воно не лише припиняє свою захисну функцію, а навпаки, прискорює процес корозії металу. *Анодні* покриття – метал, який виконує роль покриття поверхні основного металу, має більш негативний електродний потенціал (*активніший*). При порушенні цілісності такого покриття, деталь не буде руйнуватись доти, доки на його поверхні буде міститись таке покриття. Наприклад, маємо дві сталеві деталі, що знаходяться у вологому повітрі: одна – покрита цинком (оцинкована), інша – нікелем (нікельована). При порушенні покриття у вологому повітрі утворюються такі гальванопари:



Студент повинен знати:

- які процеси називають корозійними;
- основні види корозії: за характером пошкодження металу; за умовами та механізмом протікання;
- методи захисту металів від корозії: металічні і неметалічні покриття;
- електрохімічні методи захисту металів від корозії;
- інгібітори корозії металів.

Студент повинен вміти:

- складати схеми гальванічних пар, що утворюються при електрохімічній корозії;
- визначати катод і анод гальванічної пари;
- писати рівняння електродних процесів електрохімічної корозії;
- описувати за допомогою електродних рівнянь корозійні процеси, що протікають у вологому повітрі і у кислому середовищі при контакті двох металів;
- визначати характер покриття (катодне, анодне).

Дослід 1. Утворення мікрогальванопар

Гранульований шматочок цинку помістити у пробірку і налити 1-2 мл розчину розбавленої сульфатної кислоти. Зверніть увагу на швидкість виділення водню. У цю ж пробірку прилити декілька крапель розчину купрум(II)сульфату.

Описати спостереження, написати молекулярні і електронні рівняння процесів, що протікають у розчинах, пояснити. Скласти схему гальванічної пари, що утворилась. Зробити узагальнюючий висновок

Дослід 2. Катодні і анодні покриття

2.1 Налити у пробірку 1–2 мл розчину ферум(II)сульфату і додати 2-3 краплі розчину червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. Що спостерігаєте? Написати рівняння реакції, що протікає, пояснити результат дослідів.

2.2 У дві пробірки налити по 3-4 мл розчину сульфатної кислоти і прибавити по 2 краплі розчину червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну з пробірок опустити оцинковане залізо, у другу – лужене заліза. Уважно спостерігайте за процесами, що протікають, як змінюється забарвлення розчину?

Напишіть відповідні рівняння реакцій. Зробіть узагальнюючий висновок

1. Запропонуйте 2 – 3 метали, які можна використати як анодне покриття для деталі, виготовленої з заліза. Відповідь обґрунтуйте.
2. Приведіть приклади корозії металів з різними катодними і анодними покриттями.

Дослід 3. Інгібітори корозії

У пробірку налити 1-2 мл розчину сульфатної кислоти і опустити скляну ложку порошку заліза. Обережно нагрівайте розчин у полум'ї спиртівки, для більш інтенсивного виділення водню. Додати невелику кількість уротропіну. Слідкуйте за зміною швидкості реакції. Яку функцію виконує у даному процесі уротропін?

Зробити узагальнюючий висновок. Привести приклади використання інгібіторів. Які речовини найчастіше використовують як інгібітори ?

Література: [5], [9, 11]

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

ТЕМА. Електроліз

Мета: Ознайомитись з роботою електролізера, набути практичних навичок роботи з розчинами солей при електролізі.

Завдання : визначити склад продуктів , що утворюються на електродах при пропусканні постійного електричного струму через розчини солей.

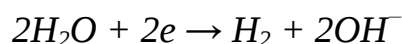
Обладнання і реактиви: електролізери, випрямляч електричного струму, графітовий і мідний електроди, розчини натрій сульфату, калій йодиду, купрум сульфату.

Теоретичні відомості

Електроліз – сукупність окисно-відновних та фізико-хімічних процесів, що протікають на електродах при пропусканні постійного електричного струму через розплав або розчин електроліту.

Електроліз проводять у електролізерах – ваннах, заповнених електролітом, у які занурені електроди. До електроду, з'єднаного із *негативним полюсом* зовнішнього джерела електричного струму, катоду, надходять електрони. Електрод, з'єднаний із позитивним полюсом джерела струму – анод.

На *катоді* – відновлюються катіони або нейтральні молекули: $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$,



Термодинамічною умовою перебігу катодного процесу є нерівність: $\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{кат}}$. де *ок* – окисник, що відновлюється. На катоді в першу чергу відновлюються катіони, які є сильнішими окисниками, тобто мають більш позитивні значення окисно-відновних потенціалів.

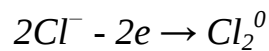
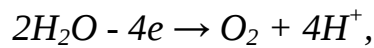
Активні метали, з потенціалами меншими за (-0,41В), що розміщені у ряду активності металів **до Al** включно не виділяються на катоді при електролізі водних розчинів. На катоді відбувається відновлення води до вільного водню з утворенням лужного середовища.

Активні метали можна одержати лише шляхом електролізу розплаву.

Метали середньої активності – розміщені у електрохімічному ряду активності між алюмінієм і воднем, в залежності від умов процесу, можуть виділятись одночасно з воднем.

Малоактивні метали, потенціали яких значно більші за потенціал водневого електрода, розміщені у ряду активності металів правіше водню, за будь-яких умов виділяються на катоді.

На *аноді* протікає процес окиснення:

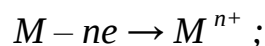


Умовою перебігу анодного процесу є нерівність $\varphi_{Red} < \varphi_{анода}$, де **Red** – відновник, який окиснюється на аноді. У першу чергу окиснюються частинки, які є сильнішими відновниками, тобто мають менші величини окисно-відновних потенціалів.

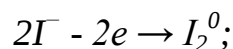
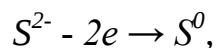
У лабораторній практиці та на виробництві використовують як інертні (нерозчинні), так і активні (розчинні) електроди. Розрізняють електроліз з інертним і активним анодом. *Інертні аноди* (графітові, платинові) *не окиснюється* при електролізі. *Активні аноди* – виготовлені з менш стійких металів (міді, заліза, свинцю, та ін.) – *окиснюються* при електролізі.

Спрощена схема послідовності анодних процесів:

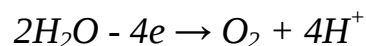
- у першу чергу окиснюється активний (розчинний) анод:



- потім окиснюються безоксигенові аніони (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-):



- за відсутністю безоксигенових аніонів окиснюється вода:



- аніони оксигеновмісних кислот (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} та ін.), а також флуорид-аніон F^- мають дуже високі потенціали і з водних розчинів не окиснюються.

Кількісні розрахунки процесу електролізу здійснюють за законами Фарадея:

Студент повинен знати:

- що називається електролізом;

- які окисно-відновні процеси протікають на електродах, особливості катодних і анодних процесів;
 - розчинні і нерозчинні електроди;
 - послідовність розряду йонів на катоді і аноді;
 - Закони Фарадея;
 - що таке вихід за струмом;
- практичне використання електролізу.

Студент повинен вміти:

- писати рівняння електродних процесів, що протікають на інертних (розчинних) електродах;
- використовувати знання мольних мас (об'ємів) еквівалентів простих і складних речовин у розрахунках за законом Фарадея;
- розраховувати вихід речовини за струмом

Дослід 1. Електроліз розчину натрій сульфату з нерозчинним анодом

В електролізер (U- подібну трубку) налити розчин натрій сульфату, прибавити 1-2 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. Вугільні електроди занурити у електролізер з розчином солі і пропускати постійний електричний струм протягом 5-6 хвилин . Уважно спостерігайте за виділенням газів біля електродів . Біля якого з електродів змінюється забарвлення розчину?

Поясніть спостереження. Складіть рівняння реакцій катодного, анодного і сумарного процесів, що протікають при електролізі.

Дослід 2. Електроліз розчину калій йодиду

В електролізер (U-подібну трубку) налити розчин калій йодиду, прибавити 1 -2 краплі спиртового розчину фенолфталеїну. Вугільні електроди занурити у електролізер із розчином солі і пропускати постійний електричний струм протягом 7-10 хвилин. Уважно спостерігайте за виділенням газу. Біля якого з електродів виділяється газ, а біля якого змінюється забарвлення розчину? Чому?

Поясніть. Складіть рівняння реакцій катодного, анодного і сумарного процесів, що протікають при електролізі.

Дослід 3. Електроліз розчину купрум сульфату з розчинним анодом

В електролізер (U-подібну трубку) налити розчин купрум сульфату. В одне коліно електролізера опустіть графітовий електрод і з'єднайте його з негативним полюсом випрямляча струму, а в інше – мідний електрод, який виконуватиме функцію аноду, приєднайте до позитивного полюсу випрямляча струму. Через 7 - 10 хвилин спостерігайте появу на графітовому катоді утворення мідного нальоту. Складіть рівняння реакцій катодного, анодного і сумарного процесів, що протікають при електролізі.

Поясніть усі спостереження. Зробіть узагальнюючий висновок про характер катодних і анодних процесів, що протікають при електролізі розчинів солей з інертними і розчинними електродами.

Література: [5, 9],[12].

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1983. – 704 с.
2. Курс общей химии / [под ред. В.М. Коровина]. – М. : Высш. шк., 1983. – 446 с.
3. Приседский, В.В. Курс общей химии в примерах (в двух частях) / В.В. Приседский, В.М. Виноградов, Д.И. Ожерельев, В.С. Семькин. – К. : ИСДО, 1995. – 142 с.
4. Хімія. Задачі, вправи, тести : навч. посіб. / Я.М. Каличак, В.В. Кінжибало, Т.Я. Котур та ін. – Львів : Світ, 2001. – 271 с.
5. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії / [під ред. В.В. Приседського]. – Донецьк : ДонНТУ, 2005. – 183 с.
6. Загальна хімія / О.І. Карнаухов, В.А. Копілевич, Д.О. Мельничук та ін. – К. : Фенікс, 2005. – 839 с.
7. Загальна хімія / О.І. Буря, М.Ф. Повхан, О.П. Чигвінцева, Н.М. Антрапцева. – Дніпропетровськ : Наука і освіта, 2002. – 306 с.
8. Романова, Н.В. Загальна та неорганічна хімія / Н.В. Романова. – К. ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.
9. Кириченко, В.І. Загальна хімія / В.І. Кириченко. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.
10. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахмедов. – М. : Высш. шк., 1981. – 743 с.
11. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл. : У 2-х ч. / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – Ч.1. – К. : Пед. преса, 2002. – 520 с.
12. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студ. вищ. навч. закл. : У 2-х ч. / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов. – Ч. 2. – К. : Пед. преса, 2000. – 784 с.

Назви кислот та їх солей

Формула кислоти	Назва	
	кислоти	солі
HAlO_2	Метаалюмінатна	Метаалюмінат
H_3AlO_3	Ортоалюмінатна	Ортоалюмінат
HBO_2	Метаборна	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборна	Ортоборат
HBr	Бромідна	Бромід
CH_3COOH	Ацетатна	Ацетат
HCN	Цианідна	Цианід
H_2CO_3	Карбонатна	Карбонат
HCl	Хлоридна	Хлорид
HClO	Гіпохлоритна	Гіпохлорит
HClO_2	Хлоритна	Хлорит
HClO_3	Хлоратна	Хлорат
HClO_4	Перхлоратна	Перхлорат
H_2CrO_4	Хроматна	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Біхроматна	Біхромат
HI	Йодидна	Йодид
HMnO_4	Перманганатна	Перманганат
H_2MnO_4	Манганатна	Манганат
HNO_2	Нітритна	Нітрит
HNO_3	Нітратна	Нітрат
HPO_3	Метафосфатна	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфатна	Ортофосфат
H_3PO_3	Фосфітна	Фосфіт
H_2S	Сульфідна	Сульфід
HSCN	Тіоціанатна	Тіоціанат
H_2SO_3	Сульфітна	Сульфіт
H_2SO_4	Сульфатна	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тіосульфатна	Тіосульфат
H_2SiO_3	Метасилікатна	Метасилікат
H_4SiO_4	Ортосилікатна	Ортосилікат

Загальні формули оксидів і гідроксидів

Група	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Вищий оксид	E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4
Гідрат вищого оксиду	EOH	$E(OH)_2$	$E(OH)_3$	H_2EO_3	H_3EO_4	H_2EO_4	HEO_4	H_4EO_4

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

The periodic table is color-coded by groups:

- nonmetals (green)
- alkali metals (blue)
- alkaline earth metals (light blue)
- transition metals (red)
- metalloids (purple)
- post-transition metals (orange)
- halogens (teal)
- noble gases (yellow)
- lanthanoids (dark blue)
- actinoids (dark purple)

Періодична система хімічних елементів (коротка форма)

Періоди	Групи елементів								http://vkurok.ru/					
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H ¹ Гідроген 1,00794							He ² Гелій 4,00	Порядковий номер Назва елемента систематична 26 Fe 55,85 Ферум Атомна маса Символ					
2	Li ³ Літій 6,94	Be ⁴ Берилій 9,01	B ⁵ Бор 10,81	C ⁶ Карбон 12,01	N ⁷ Нітроген 14,00	O ⁸ Оксиген 15,99	F ⁹ Флуор 18,99	Ne ¹⁰ Неон 20,18						
3	Na ¹¹ Натрій 22,99	Mg ¹² Магній 24,30	Al ¹³ Алюміній 26,98	Si ¹⁴ Силіцій 28,08	P ¹⁵ Фосфор 30,97	S ¹⁶ Сульфур 32,06	Cl ¹⁷ Хлор 34,453	Ar ¹⁸ Аргон 39,95						
4	K ¹⁹ Калій 39,09	Ca ²⁰ Кальцій 40,08	Sc ²¹ Скандій 44,95	Ti ²² Титан 47,88	V ²³ Ванадій 50,94	Cr ²⁴ Хром 51,99	Mn ²⁵ Манган 54,94	Fe ²⁶ Ферум 55,85	Co ²⁷ Кобальт 58,93	Ni ²⁸ Нікол 58,69				
	Cu ²⁹ Купрум 63,54	Zn ³⁰ Цинк 65,39	Ga ³¹ Галій 69,72	Ge ³² Германій 72,59	As ³³ Арсен 74,92	Se ³⁴ Селен 78,96	Br ³⁵ Бром 79,90	Kr ³⁶ Криптон 83,80						
5	Rb ³⁷ Рубідій 85,46	Sr ³⁸ Стронцій 87,62	Y ³⁹ Ітрій 88,90	Zr ⁴⁰ Цирконій 91,22	Nb ⁴¹ Ніобій 92,90	Mo ⁴² Молібден 95,94	Tc ⁴³ Технецій (99)	Ru ⁴⁴ Рутеній 101,07	Rh ⁴⁵ Родій 102,90	Pd ⁴⁶ Паладій 106,42				
	Ag ⁴⁷ Аргентум 107,87	Cd ⁴⁸ Кадмій 112,41	In ⁴⁹ Індій 114,82	Sn ⁵⁰ Станум 118,71	Sb ⁵¹ Стибій 121,75	Te ⁵² Телур 127,60	I ⁵³ Іод 126,90	Xe ⁵⁴ Ксенон 131,29						
6	Cs ⁵⁵ Цезій 132,90	Ba ⁵⁶ Барій 137,33	*La ⁵⁷ Лантан 138,90	Hf ⁷² Гафній 178,49	Ta ⁷³ Тантал 180,95	W ⁷⁴ Вольфрам 183,85	Re ⁷⁵ Реній 186,21	Os ⁷⁶ Осмій 190,21	Ir ⁷⁷ Іридій 192,22	Pt ⁷⁸ Платина 195,08				
	Au ⁷⁹ Аурум 196,97	Hg ⁸⁰ Меркурій 200,59	Tl ⁸¹ Талій 204,38	Pb ⁸² Плюмбум 207,20	Bi ⁸³ Бісмут 208,98	Po ⁸⁴ Полоній (209)	At ⁸⁵ Астат (210)	Rn ⁸⁶ Радон (222)						
7	Fr ⁸⁷ Францій (223)	Ra ⁸⁸ Радій 226,02	**Ac ⁸⁹ Актиній (227)	Rf ¹⁰⁴ Резерфордій (261)	Db ¹⁰⁵ Дубній (262)	Sg ¹⁰⁶ Сиборгій (263)	Bh ¹⁰⁷ Борій (262)	Hs ¹⁰⁸ Гасій (265)	Mt ¹⁰⁹ Майтнерій (266)	Uun ¹¹⁰ Унуннілій				
Вищі оксиди	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Леткі водневі сполуки				RH₄	RH₃	H₂R	HR							
★	Ce ⁵⁸ Церій 140,12	Pr ⁵⁹ Празеодим 140,90	Nd ⁶⁰ Неодим 144,24	Pm ⁶¹ Прометій (147)	Sm ⁶² Самарій 150,36	Eu ⁶³ Європій 151,96	Gd ⁶⁴ Гадоліній 157,25	Tb ⁶⁵ Тербій 158,92	Dy ⁶⁶ Диспрозій 162,50	Ho ⁶⁷ Гольмій 164,93	Er ⁶⁸ Ербій 167,26	Tm ⁶⁹ Тулій 168,93	Yb ⁷⁰ Ітербій 173,04	Lu ⁷¹ Лютецій 174,96
	Th ⁹⁰ Торій 232,04	Pa ⁹¹ Протактиній (231)	U ⁹² Уран 238,03	Np ⁹³ Нептуній (237)	Pu ⁹⁴ Плутоній (244)	Am ⁹⁵ Амерцій (243)	Cm ⁹⁶ Кюрій (247)	Bk ⁹⁷ Берклій (247)	Cf ⁹⁸ Каліфорній (249)	Es ⁹⁹ Ейнштейній (252)	Fm ¹⁰⁰ Фермій (257)	Md ¹⁰¹ Менделєєв (258)	No ¹⁰² Нобелій (259)	Lr ¹⁰³ Лоуренсій (260)

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ (за температури 20-25 °С)

Аніони	Катіони																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Н	М	—	М	М
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	—	—	М	—	Н	М	Р	Н	—	—	М	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	—	—	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	—	—	Н	—	—	Н	Н	М	—	—	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	—	—	Н	—	—	Н	Н	—	—	—	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Умовні позначення:

- Р – розчиняється (понад 10 г/л H₂O);
- М – мало розчиняється (від 10 г/л до 0,01 г/л H₂O);
- Н – практично не розчиняється (менше 0,01 г/л H₂O);
- – сполука розкладається водою або не існує.

НАВЧАЛЬНО-МЕТОДИЧНЕ ВИДАННЯ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з дисципліни «ХІМІЯ»

для студентів, які навчаються за спеціальностями:

103 Науки про землю, 131 Прикладна механіка, 133 Галузеве машинобудування,

141 Електроенергетика, електротехніка та електромеханіка, 183 Технології захисту навколишнього середовища, 184 Гірництво, 263 Цивільна безпека.

Комп'ютерний набір і верстка:

Укладачі

Світлана Павлівна Придятько, доцент, к.х.н.

Ігор Іванович Швець, доцент, к.х.н.

В'ячеслав Юрійович Каулін, доцент, к.т.н.